

Χημεία

γ' λυκείου

**Ομάδας Προσανατολισμού
Θετικών Σπουδών**

Τόμος 3ος

ΣΤΟΙΧΕΙΑ ΑΡΧΙΚΗΣ ΕΚΔΟΣΗΣ

Το παρόν βιβλίο περιέχει τα παρακάτω κεφάλαια:

- α) Από το βιβλίο «Χημεία θετικής Κατεύθυνσης» Β΄ Λυκείου των Λιοδάκη Σ., Γάκη Δ., Θεοδωρόπουλου Δ., Θεοδωρόπουλου Π. και Κάλλη Α. (έκδοση 2012) τα κεφάλαια 2, 3, 4, 5.
- β) Από το βιβλίο «Χημεία θετικής Κατεύθυνσης» Γ΄ Λυκείου των Λιοδάκη Σ., Γάκη Δ., Θεοδωρόπουλου Δ. και Θεοδωρόπουλου Π. (έκδοση 2012) τα κεφάλαια 1, 3, 5.

**Επιστημονικός Υπεύθυνος –
Διεύθυνση Ομάδων Εργασίας:
Στέλιος Λιοδάκης**

Ομάδα Συγγραφής:

**Στέλιος Λιοδάκης, Δρ. Χημικός,
Επίκουρος Καθηγητής ΕΜΠ**

**Δημήτρης Γάκης, Δρ. Χημικός
Μηχανικός, Λέκτορας ΕΜΠ**

**Δημήτρης Θεοδωρόπουλος,
Χημικός Μηχανικός Δ/θμιας
Εκπαίδευσης**

**Παναγιώτης Θεοδωρόπουλος,
Χημικός Δ/θμιας Εκπαίδευσης**

**Αναστάσιος Κάλλης, Χημικός
Δ/θμιας Εκπαίδευσης**

Ομάδα Τεχνικής Υποστήριξης:

**Στάθης Σιάνος, Χημικός Μηχανικός
ΕΜΠ**

**Ηρακλής Αγιοβλασίτης, φοιτητής
στη σχολή Χημικών Μηχανικών,
ΕΜΠ**

Άννα Γάκη, φοιτήτρια στη σχολή
Χημικών Μηχανικών, ΕΜΠ

Βλάσσης Παπανικολάου, φοιτητής
στη σχολή Ηλεκτρολόγων Μηχα-
νικών, ΕΜΠ

Άντζελα Λαζάρου, φωτογράφος
ΤΕΙ Αθήνας

Γλωσσική Επιμέλεια:

Χρήστος Ανδρίτσος

Τεχνική Επιμέλεια:

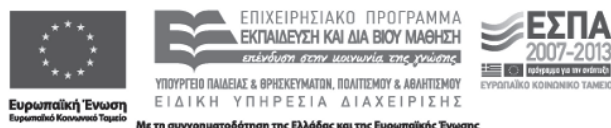
Στέλιος Λιοδάκης

**Υπεύθυνος στο πλαίσιο του
Παιδαγωγικού Ινστιτούτου:**

Δρ. Αντώνιος Σ. Μπομπέτσης,
Χημικός, M.Ed., Ph.D., Σύμβουλος
Π.Ι.

ΣΤΟΙΧΕΙΑ ΕΠΑΝΕΚΔΟΣΗΣ

Η επανέκδοση του παρόντος βιβλίου πραγματοποιήθηκε από το Ινστιτούτο Τεχνολογίας Υπολογιστών & Εκδόσεων «Διόφαντος» μέσω ψηφιακής μακέτας, η οποία δημιουργήθηκε με χρηματοδότηση από το ΕΣΠΑ / ΕΠ «Εκπαίδευση & Διά Βίου Μάθηση» / Πράξη «ΣΤΗΡΙΖΩ».



Οι διορθώσεις πραγματοποιήθηκαν κατόπιν έγκρισης του Δ.Σ. του Ινστιτούτου Εκπαιδευτικής Πολιτικής

Η αξιολόγηση, η κρίση των προσαρμογών και η επιστημονική επιμέλεια του προσαρμοσμένου βιβλίου πραγματοποιείται από τη Μονάδα Ειδικής Αγωγής του Ινστιτούτου Εκπαιδευτικής Πολιτικής.

Η προσαρμογή του βιβλίου για μαθητές με μειωμένη όραση από το ΙΤΥΕ – ΔΙΟΦΑΝΤΟΣ πραγματοποιείται με βάση τις προδιαγραφές που έχουν αναπτυχθεί από ειδικούς εμπειρογνώμονες για το ΙΕΠ.

**ΠΡΟΣΑΡΜΟΓΗ ΤΟΥ ΒΙΒΛΙΟΥ
ΓΙΑ ΜΑΘΗΤΕΣ
ΜΕ ΜΕΙΩΜΕΝΗ ΟΡΑΣΗ**

ΙΤΥΕ - ΔΙΟΦΑΝΤΟΣ

**ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΠΑΙΔΕΙΑΣ, ΕΡΕΥΝΑΣ
ΚΑΙ ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ**

**ΙΝΣΤΙΤΟΥΤΟ ΕΚΠΑΙΔΕΥΤΙΚΗΣ
ΠΟΛΙΤΙΚΗΣ**

**Σ. Λιοδάκης, Δ. Γάκης,
Δ. Θεοδωρόπουλος,
Π. Θεοδωρόπουλος, Α. Κάλλης**

**Η συγγραφή και η επιστημονική
επιμέλεια του βιβλίου
πραγματοποιήθηκε υπό την αιγίδα
του Παιδαγωγικού Ινστιτούτου**

**Χημεία
γ' λυκείου**

**Ομάδας Προσανατολισμού
Θετικών Σπουδών**

Τόμος 3ος

Ι.Τ.Υ.Ε. «ΔΙΟΦΑΝΤΟΣ»



[3]

ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

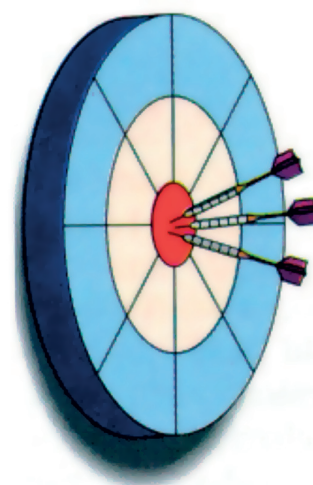
ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

- 3.1 Γενικά για τη χημική κινητική και τη χημική αντίδραση-ταχύτητα αντίδρασης
- 3.2. Παράγοντες που επηρεάζουν την ταχύτητα αντίδρασης - Καταλύτες
- Μερικές εφαρμογές των ραδιοϊσοτόπων
- 3.3 Νόμος ταχύτητας- Μηχανισμός αντίδρασης
- 3.4 Ένα πείραμα χημικής κινητικής μελέτης
- Ερωτήσεις- προβλήματα

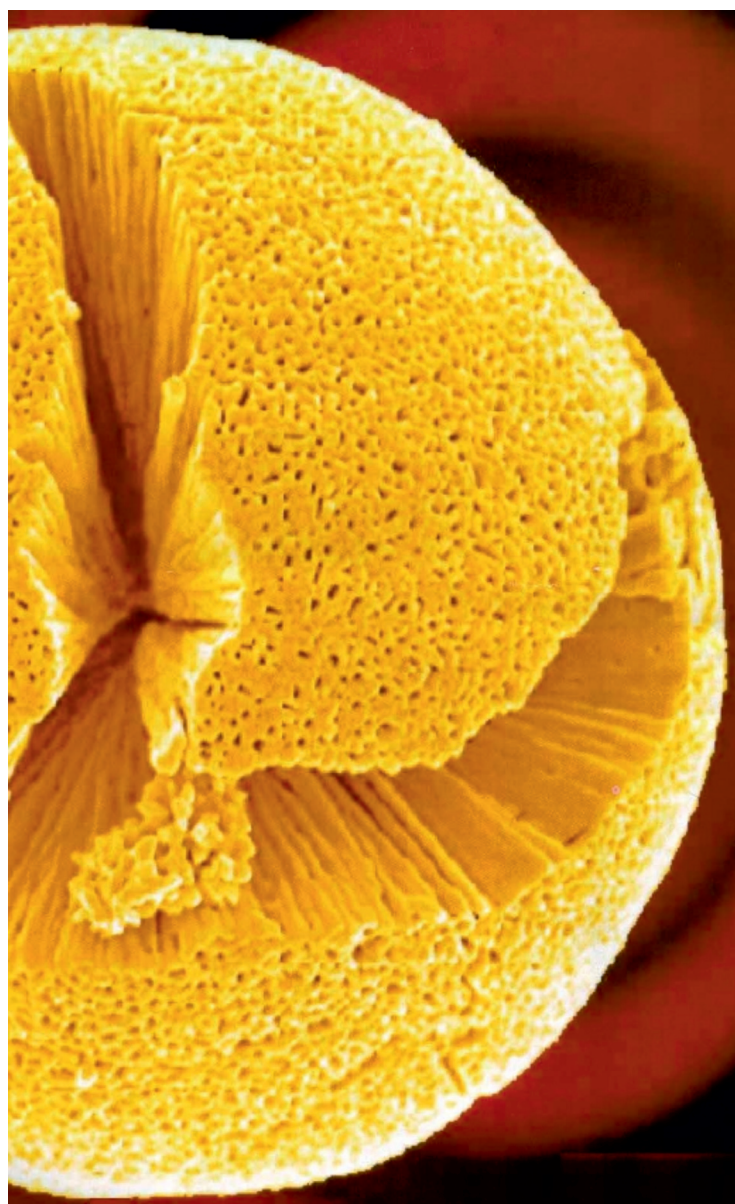
ΟΙ ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος της διδακτικής αυτής ενότητας θα πρέπει να μπορείς:

- Να αναφέρεις ποιο είναι το αντικείμενο μελέτης της χημικής κινητικής.
- Να ορίζεις τι είναι μέση ταχύτητα αντίδρασης και τι στιγμιαία και να περιγράψεις τη διαδικασία που χρειάζεται για να προσδιοριστούν οι ταχύτητες αυτές πειραματικά.
- Να καθορίζεις τους παράγοντες που επηρεάζουν την ταχύτητα της αντίδρασης και να εξηγείς την επίδραση αυτών στην ταχύτητα με βάση τη θεωρία των συγκρούσεων.



- Να περιγράψεις τα χαρακτηριστικά που έχει ένας καταλύτης. Να ταξινομήεις τους καταλύτες σε κατηγορίες, δίνοντας χαρακτηριστικά παραδείγματα σε κάθε περίπτωση.
- Να εξηγείς τη δράση των καταλυτών με βάση τη θεωρία των ενδιάμεσων προϊόντων και τη θεωρία προσρόφησης και να αναφέρεις χαρακτηριστικά παραδείγματα εφαρμογών της κατάλυσης στη χημική βιομηχανία και βιοχημεία.
- Να αναφέρεις το νόμο της ταχύτητας και να παράγεις αυτόν με βάση πειραματικά δεδομένα. Να συνδέεις το νόμο της ταχύτητας με το μηχανισμό της αντίδρασης.



Για να είναι ένας στερεός καταλύτης αποτελεσματικός, θα πρέπει να έχει μεγάλη επιφάνεια. Αυτό μπορούμε να το πετύχουμε παρασκευάζοντας τον καταλύτη υπό μορφή πολύ μικρών κόκκων. Οι σχετικές

τεχνικές έχουν φτάσει στα όρια των δυνατοτήτων διαίρεσης της ύλης, στην κρυσταλλική κατάσταση, αφού μειώνονται οι διαστάσεις των κόκκων σε μεγέθη της τάξεως του νανόμετρου (10^{-9} m). Οι «νανοδομές» αυτές δεν είναι δυνατόν να προκύψουν από λειοτρίβηση. Για παράδειγμα το διοξείδιο του τιτανίου -TiO₂ - παρασκευάζεται με εξάτμιση του μεταλλικού τιτανίου -Ti(s)- σε αδρανή ατμόσφαιρα υπό ελαττωμένη πίεση. Οι ατμοί του τιτανίου -Ti(g)- συμπυκνώνονται σε επιφάνεια που διατηρείται σε θερμοκρασία υγρού αζώτου και στη συνέχεια οξειδώνονται προς TiO₂. Στον κόσμο των «νανόκοκκων» παρουσιάζονται νέες συναρπαστικές ιδιότητες της ύλης. Μ' αυτή τη μορφή το

TiO₂ παρουσιάζει σπουδαία καταλυτική δράση, το οποίο δε συμβαίνει με το TiO₂ στην κανονική του μορφή. Στην εικόνα, φαίνεται η μικρογραφία ενός κόκκου τιτανίου, όπως έχει ληφθεί από ένα ηλεκτρονικό μικροσκόπιο. Η μορφολογία του κόκκου είναι σπογγώδης και είναι σύμφωνη με τη «Θεωρία Προσρόφησης» για την ερμηνεία της καταλυτικής δράσης.

[3]

ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

Εισαγωγή

Στη μέχρι τώρα γνωριμία μας με τη χημεία υπάρχει μια «σημαντική απουσία»: ο χρόνος... Είναι λοιπόν «καιρός» να μπει και ο χρόνος ως παράμετρος στη μελέτη ενός χημικού φαινομένου. Μάλιστα θα εστιάσουμε την προσπάθειά μας στην εξέταση της ταχύτητας ή καλύτερα του ρυθμού που εξελίσσεται μια χημική αντίδραση.

Καταρχάς, θα ορίσουμε τι είναι ταχύτητα μιας αντίδρασης και θα τη διακρίνουμε σε μέση και στιγμιαία ταχύτητα. Μετά θα προχωρήσουμε

στους παράγοντες που την επηρεάζουν, θετικά ή αρνητικά, όπως είναι η θερμοκρασία και η συγκέντρωση των αντιδρώντων. Ειδικότερα, η επίδραση των συγκεντρώσεων στην ταχύτητα θα εκφραστεί ποσοτικά μέσα από το νόμο της ταχύτητας. Κύριο χαρακτηριστικό του νόμου αυτού είναι ότι προκύπτει πειραματικά. Προσεκτική μάλιστα μελέτη της τάξης της αντίδρασης μπορεί να μας αποκαλύψει το μηχανισμό της, τα ενδιάμεσα, μη εμφανή, στάδια που ακολουθούνται μέχρις ότου τα αρχικά αντιδρώντα μεταπέσουν στα προϊόντα.

Οι καταλύτες και οι βιοκαταλύτες - ένζυμα και η επίδρασή τους πάνω στην ταχύτητα των αντιδράσεων εξετάζονται ιδιαίτερα. Η

δράση τους στις χημικές, βιοχημικές, και στο συνδυασμό τους, τις αντιδράσεις βιοτεχνολογικής σημασίας, είναι από τα πιο σημαντικά θέματα του κεφαλαίου.

Πολλές από τις έννοιες που θα εισαχθούν - που δεν είναι και από τις πιο απλές - γίνονται ευκολότερα κατανοητές αν βάλει κανείς στο μυαλό του τη θεωρία των ενεργών συγκρούσεων. Σύγκρουση των μορίων των αντιδρώντων, κάτω από πολλές προϋποθέσεις, μπορεί να οδηγήσει στα προϊόντα. Και παράγοντες που κάνουν τη σύγκρουση αυτή πιο πιθανή και πιο «βίαιη» λογικά επιταχύνουν την αντίδραση.

[3.1]

Γενικά για τη χημική κινητική και τη χημική αντίδραση - Ταχύτητα αντίδρασης

Η χημεία μεταξύ άλλων καλείται να δώσει απάντηση στο βασικό ερώτημα, πόσο γρήγορα και από ποιους παράγοντες επηρεάζεται η ταχύτητα μιας αντίδρασης. Την απάντηση στο θέμα αυτό δίνει ο κλάδος της χημείας, χημική κινητική. Η χημική κινητική μεταξύ των άλλων μελετά την πορεία της αντίδρασης, δηλαδή τα βήματα που ακολουθεί η αντίδραση, ώστε τα αντιδρώντα να μεταβούν στα προϊόντα. Τα βήματα αυτά ονομάζονται στοιχειώδεις αντιδράσεις ή ενδιάμεσα στάδια και το σύνολό τους αποτελεί το μηχανισμό

της αντίδρασης.

Η χημική κινητική μελετά

- Την ταχύτητα (ή το ρυθμό) που εξελίσσεται μια χημική αντίδραση.
- Τους παράγοντες που επηρεάζουν την ταχύτητα μιας αντίδρασης.
- Το μηχανισμό της αντίδρασης.

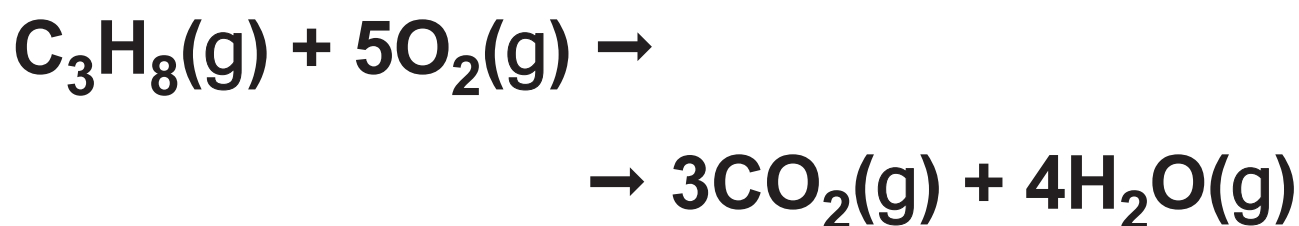
Να παρατηρήσουμε ότι μια χημική εξίσωση, όπως π.χ.



μας πληροφορεί για την ανακατανομή ύλης και ενέργειας που λαμβάνει χώρα. Στο παράδειγμα, 2 mol $\text{H}_2(\text{g})$ αντιδρούν με 1 mol $\text{O}_2(\text{g})$ σχηματίζοντας 2 mol $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$, ενώ παράλληλα

ελευθερώνεται θερμότητα 572 kJ. Η χημική εξίσωση, όμως, δεν μας παρέχει κανένα στοιχείο, ούτε για την ταχύτητα, ούτε για το μηχανισμό της αντίδρασης. Η χημική κινητική αντλεί τα δεδομένα που χρειάζεται όχι από τη μορφή της εξίσωσης, αλλά από πειραματικές μετρήσεις, όπως είναι π.χ. ο προσδιορισμός της ποσότητας του εκλυόμενου αέριου προϊόντος σε συνάρτηση με το χρόνο.

Υπάρχουν αντιδράσεις που γίνονται ακαριαία και που δύσκολα μπορούμε να παρακολουθήσουμε την πορεία τους, όπως π.χ. η καύση του προπανίου:





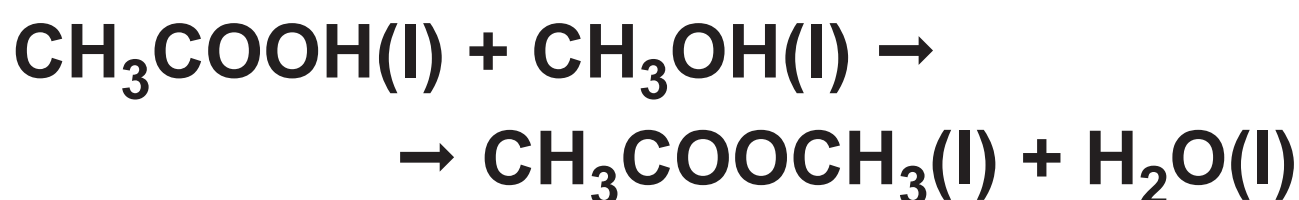
Arrhenius **Σουηδός χημικός.**

Η θεωρία του σχετικά με τη διάσταση των ηλεκτρολυτών ήταν καρπός της διδακτορικής του διατριβής, η οποία σχεδόν απορρίφθηκε από τους εξεταστές του. Αργότερα, η θεωρία αυτή βραβεύτηκε με το Νόμπελ Χημείας το 1903. Σήμερα είναι γνωστός κυρίως από την εξίσωση που φέρει το όνομά του και η οποία συσχετίζει την ταχύτητα μιας αντίδρασης με τη θερμοκρασία.

Άλλες, πάλι, πραγματοποιούνται σε χιλιάδες χρόνια, όπως οι γεωλογικές μεταβολές. Εκτός απ' αυτές, τις ακραίες περιπτώσεις, υπάρχουν αντιδράσεις που γίνονται σχετικά αργά, δηλαδή, σε χρόνους που επιτρέπουν τη μελέτη τους. Τέτοιες αντιδράσεις είναι για παράδειγμα η διάσπαση του HI:



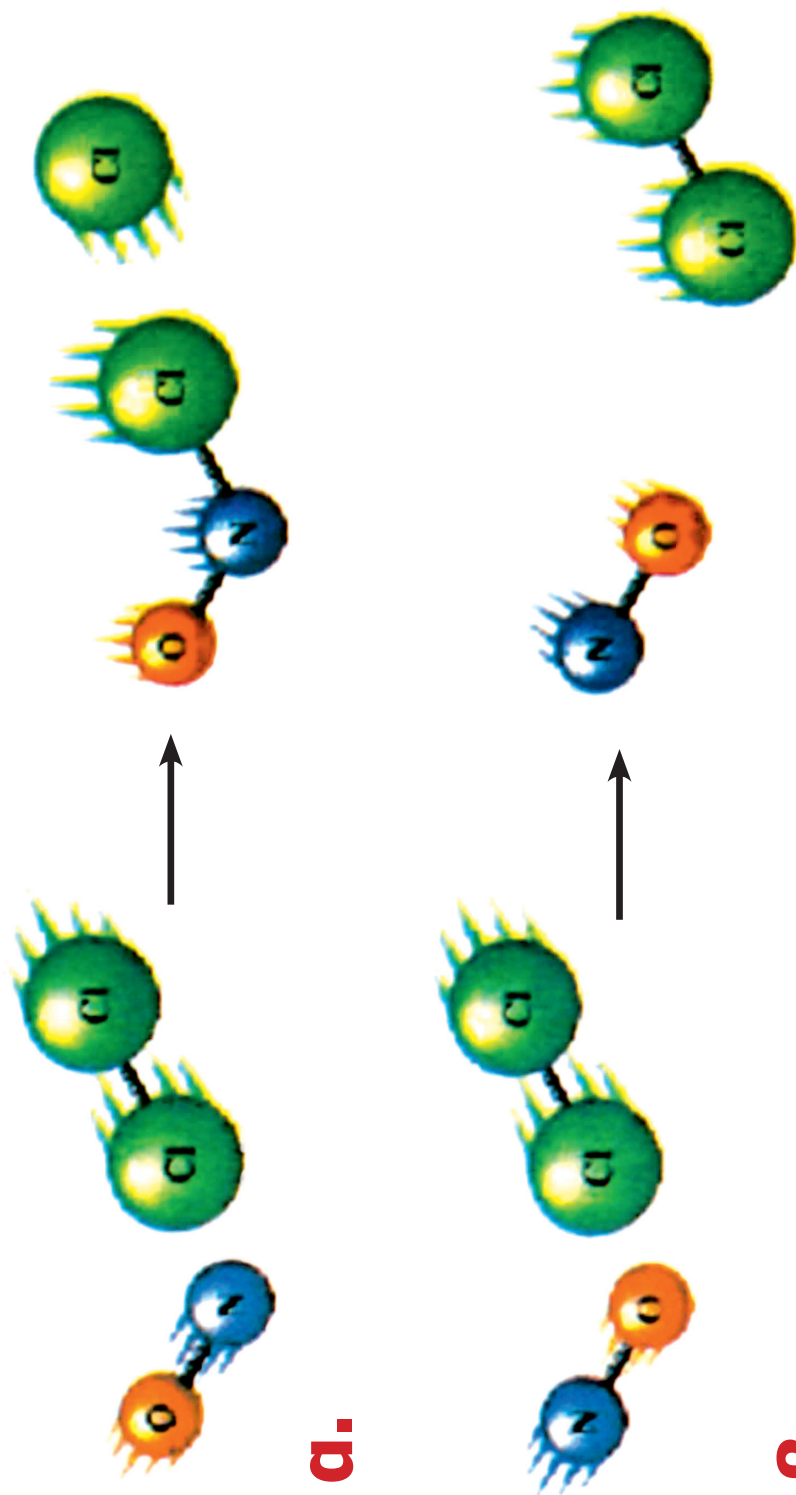
ή η εστεροποίηση:



Ωστόσο, να παρατηρήσουμε, ότι πολλά από τα θέματα που εξετάζει η χημική κινητική γίνονται ευκολότερα κατανοητά αν στηριχτούμε στη θεωρία των συγκρούσεων. Σύμφωνα με τη θεωρία αυτή, που πρότεινε ο Arrhenius το 1889, για

να αντιδράσουν δύο μόρια πρέπει να συγκρουστούν αποτελεσματικά. Να έχουν δηλαδή, την κατάλληλη ταχύτητα και το σωστό προσανατολισμό. Αποτέλεσμα αυτής της σύγκρουσης είναι να «σπάσουν» οι αρχικοί δεσμοί των μορίων (αντιδρώντων) και να δημιουργηθούν νέοι (των προϊόντων). Η ελάχιστη τιμή ενέργειας, που πρέπει να έχουν τα μόρια, ώστε να αντιδράσουν αποτελεσματικά, ονομάζεται ενέργεια ενεργοποίησης.

Όταν δύο αέρια αναμιχθούν σε ένα δοχείο, τότε ο αριθμός των συγκρούσεων μεταξύ των μορίων είναι τεράστιος. Απ' αυτές έχει υπολογιστεί ότι μόνο το $1/10^8$ είναι αποτελεσματικές συγκρούσεις.



ΣΧΗΜΑ 3.1

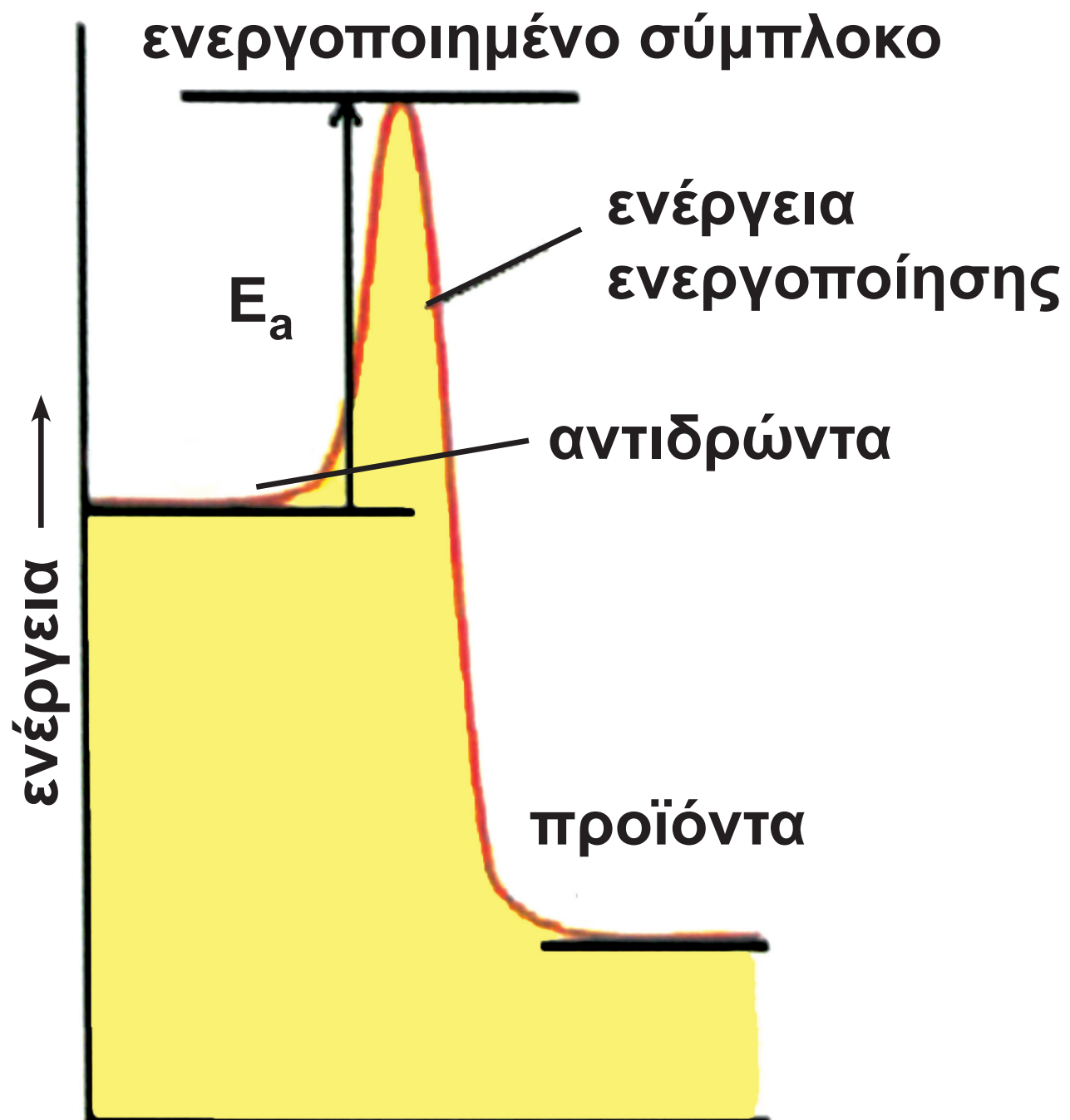
Για να γίνει η αντίδραση $\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NOCl} + \text{Cl}$ θα πρέπει τα αντιδρώντα μόρια να έχουν το σωστό προσανατολισμό και την κατάλληλη ταχύτητα.

α: αποτελεσματική

β: μη αποτελεσματική σύγκρουση.

- Έχει υπολογιστεί, σύμφωνα με την κινητική θεωρία των αερίων, ότι σε αέρια όγκου 1L σε STP συνθήκες γίνονται περίπου 10^{32} συγκρούσεις μορίων το δευτερόλεπτο.

Σύμφωνα με μια άλλη θεωρία, τη θεωρία της μεταβατικής κατάστασης, για να πραγματοποιηθεί μια αντίδραση θα πρέπει να σχηματιστεί κατά τη σύγκρουση των αντιδρώντων ένα ενδιάμεσο προϊόν. Το προϊόν αυτό απορροφά την ενέργεια ενεργοποίησης και ονομάζεται ενεργοποιημένο σύμπλοκο.



πορεία αντίδρασης →

ΣΧΗΜΑ 3.2 Για να πραγματοποιηθεί μια αντίδραση θα πρέπει τα αντιδρώντα μόρια να έχουν μια ελάχιστη τιμή ενέργειας (ενέργεια ενεργοποίησης, E_a).

Ταχύτητα αντίδρασης - Ορισμός

Ας πάρουμε για παράδειγμα την αντίδραση:



Η ταχύτητα διάσπασης του HI (ή καλύτερα ο ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσης του HI) δίνεται από τη σχέση:

$$v_{\text{HI}} = \frac{\text{- (μεταβολή συγκέντρωσης HI)}}{\text{αντίστοιχο χρόνο}} = \frac{\text{- } \Delta[\text{HI}]}{\Delta t}$$

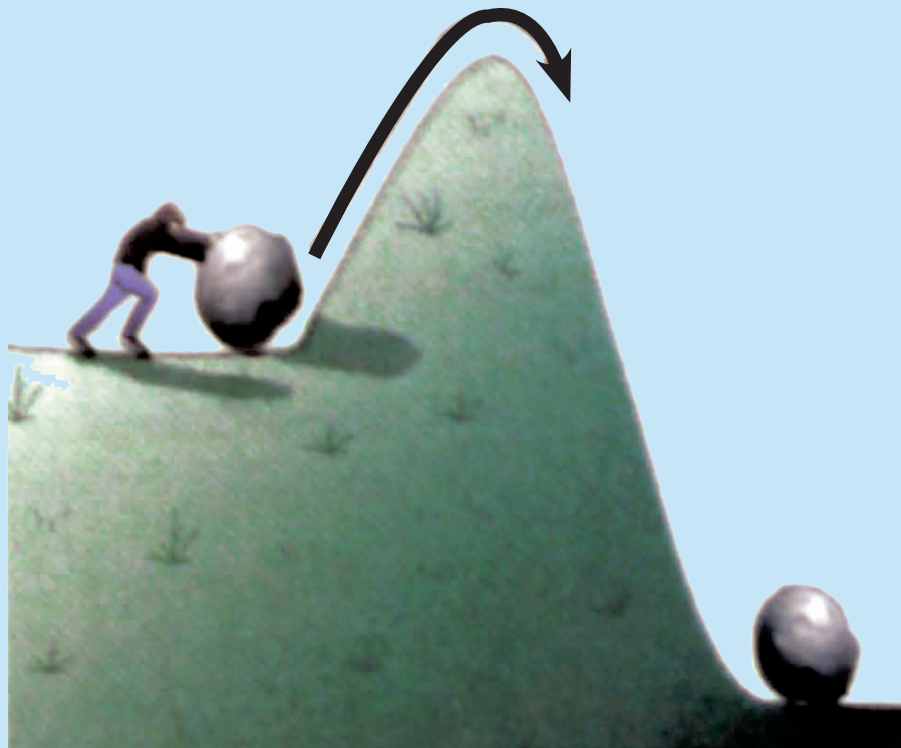
Το αρνητικό πρόσημο εισάγεται, ώστε η ταχύτητα διάσπασης, δηλαδή ο ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσης του HI, να πάρει θετικές τιμές.

$$\Delta[\text{HI}] = [\text{HI}]_{\text{τελ}} - [\text{HI}]_{\text{αρχ}} < 0 \quad \text{και}$$

$$\frac{-\Delta[\text{HI}]}{\Delta t} > 0$$

Στην ίδια αντίδραση η ταχύτητα σχηματισμού του H_2 και του I_2 (ή καλύτερα ο ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσης των H_2 και I_2) είναι:

$$v_{\text{H}_2} = v_{\text{I}_2} = \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{I}_2]}{\Delta t}$$



Για να γίνει μια χημική αντίδραση $A \rightarrow B$ χρειάζεται ένα ελάχιστο ποσό ενέργειας, που ονομάζεται ενέργεια ενεργοποίησης.

Σύμφωνα με τη στοιχειομετρία της παραπάνω χημικής εξίσωσης, αν σε χρονικό διάστημα Δt αντιδράσουν x mol HI σχηματίζονται $\frac{x}{2}$ mol H_2 και $\frac{x}{2}$ mol I_2 . Έτσι, εύκολα μπορούμε να διαπιστώσουμε ότι:

$$v_{HI} = 2 v_{H_2} = 2 v_{I_2}$$

Δηλαδή ο ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσης του HI είναι διπλάσιος του αντίστοιχου του H_2 και I_2 . Γενικά ορίζεται ταχύτητα v μιας χημικής αντίδρασης της μορφής

$$aA + bB \rightarrow \gamma\Gamma + \delta\Delta:$$

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

Ετσι, η ταχύτητα της αντίδρασης
 $2\text{HI}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$ είναι:

$$v = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{HI}]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{I}_2]}{\Delta t}$$

Να σημειωθεί ότι η ταχύτητα της αντίδρασης δεν είναι σταθερή καθ' όλη τη διάρκειά 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.

Στιγμιαία ταχύτητα χημικής αντίδρασης, που έχει τη γενική μορφή



ορίζεται ως:

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

όπου dc είναι μια απειροελάχιστη μεταβολή της συγκέντρωσης c , κατά την απειροελάχιστη μεταβολή dt του χρόνου στη χρονική στιγμή t .

Η καμπύλη αντίδρασης μας δείχνει πως μεταβάλλεται η συγκέντρωση ενός από τα αντιδρώντα ή τα προϊόντα με το χρόνο. Με βάση

την καμπύλη αντίδρασης, που προκύπτει πειραματικά, μπορούμε να υπολογίσουμε τη στιγμιαία ταχύτητα της αντίδρασης κάποια χρονική στιγμή t_1 , ακολουθώντας τη διαδικασία που περιγράφεται στο σχήμα δεξιά:

Διαγραμματική απεικόνιση της πορείας μιας υποθετικής αντίδρασης της μορφής:

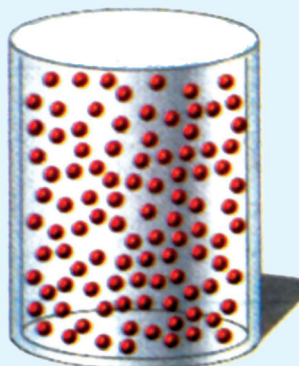


και υπολογισμός της ταχύτητας αυτής.

t = 0 s



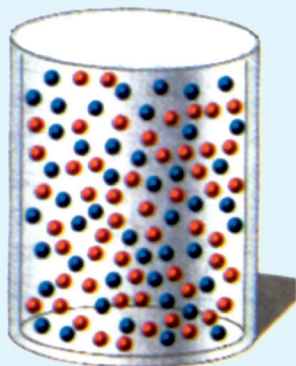
100mmol



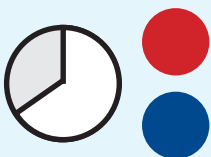
t = 20 s



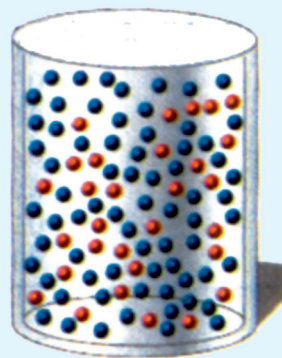
56 mmol
46 mmol



t = 40 s



30 mmol
70 mmol



$$V_{\text{δοχ}} = 1 \text{ L}$$

1. Ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσης του B την περίοδο 0 - 20 s

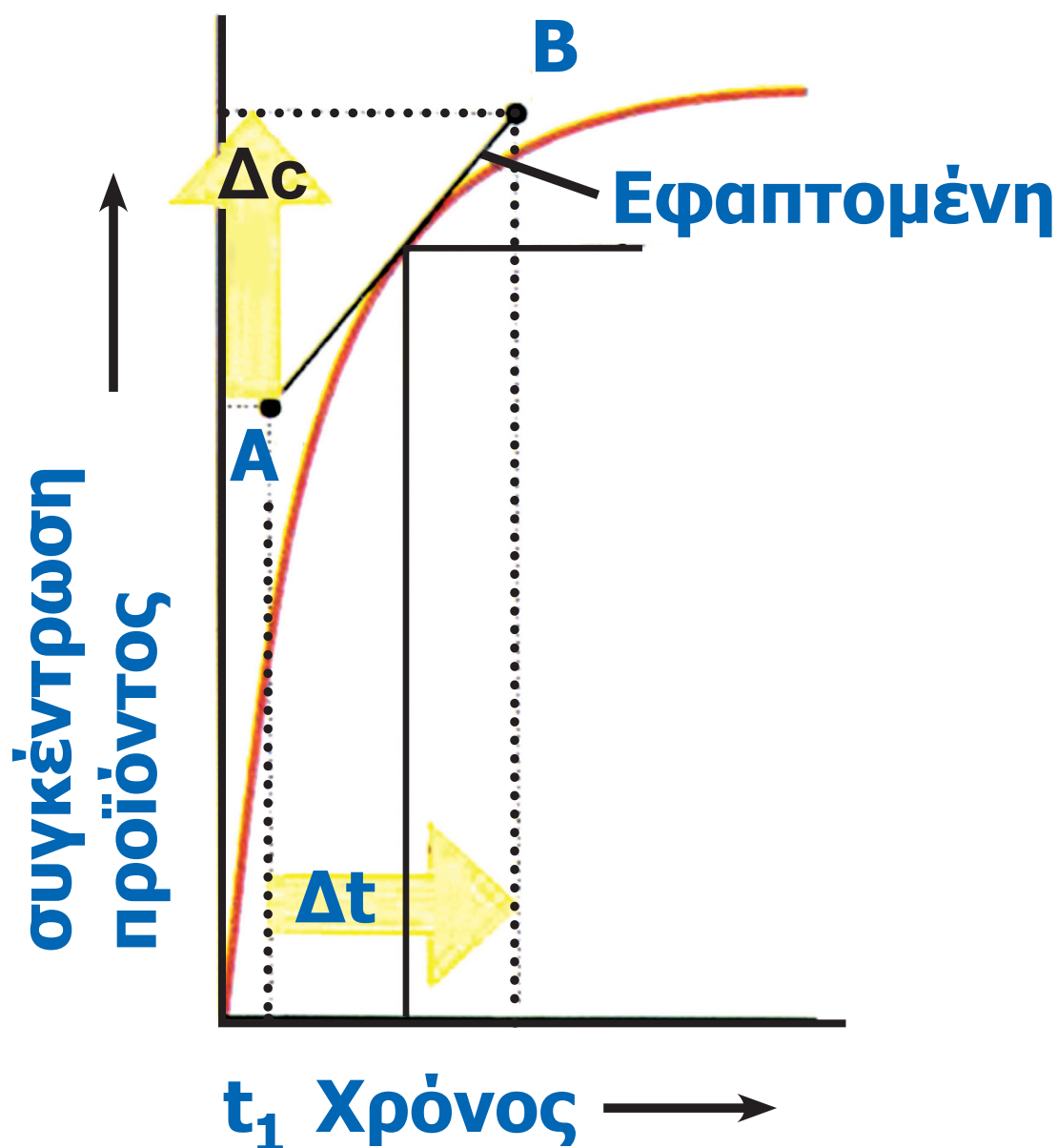
$$U_B = \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{(46 - 0)}{20} = 2,3 \text{ mmol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

2. Ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσης του B την περίοδο 20 - 40 s

$$U_B = \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{(70 - 46)}{20} = 1,2 \text{ mmol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

3. Ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσης του B την περίοδο 0 - 40 s

$$U_B = \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{(70 - 0)}{40} = 1,75 \text{ mmol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$$



ΣΧΗΜΑ 3.3 Για να υπολογίσουμε τη στιγμιαία ταχύτητα τη χρονική στιγμή t_1 , φέρνουμε την εφαπτομένη της καμπύλης που αντιστοιχεί στο σημείο t_1 και υπολογίζουμε τη κλίση της. Η κλίση της ευθείας αυτής βρίσκεται αν πάρουμε

δύο σημεία της A και B και υπολογίσουμε το Δc και Δt . Η στιγμιαία ταχύτητα u_{t_1} τη χρονική στιγμή t_1 δίνεται από τη σχέση:

$$u_{t_1} = \Delta c / \Delta t$$

Παράδειγμα 3.1

Η ταχύτητα σχηματισμού της NH_3

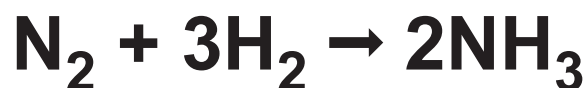


$2,5 \text{ mol L}^{-1} \text{ h}^{-1}$ α) Ποιος είναι ο

ρυθμός κατανάλωσης του H_2 στο ίδιο χρονικό διάστημα; β) Ποια είναι η ταχύτητα της αντίδρασης;

ΛΥΣΗ

α) Από την αντίδραση εύκολα υπολογίζουμε ότι:



$$\frac{3 \text{ mol}}{x} = \frac{2 \text{ mol}}{2,5 \text{ mol}} \quad \text{ή} \quad x = 3,75 \text{ mol}$$

άρα ο ρυθμός κατανάλωση του H_2 είναι $3,75 \text{ mol L}^{-1} \text{ h}^{-1}$.

β) Η ταχύτητα της αντίδρασης είναι:

$$\begin{aligned} u &= -\frac{1}{3} \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \cdot \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t} = \\ &= \frac{1}{2} 2,5 \text{ mol L}^{-1} \text{ h}^{-1} = 1,25 \text{ mol L}^{-1} \text{ h}^{-1} \end{aligned}$$

Εφαρμογή

Ο ρυθμός σχηματισμού του ΗJ,
 $\text{H}_2 + \text{J}_2 \rightarrow 2\text{HJ}$ είναι $0,04 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$

- α) Ποιος είναι ο ρυθμός κατανάλωσης του H_2 στο ίδιο χρονικό διάστημα;
- β) Ποια είναι η ταχύτητα της αντίδρασης;

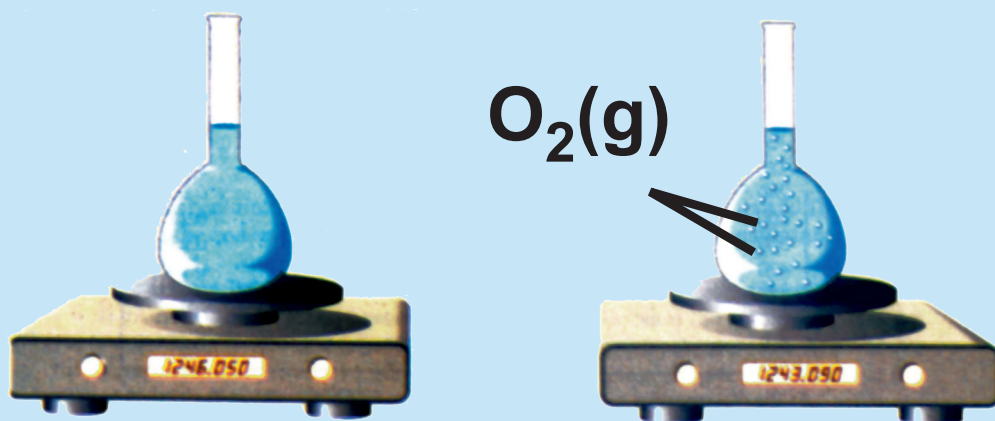
(α. $0,02 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$

β. $0,02 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$)

Πειραματικός προσδιορισμός της ταχύτητας της αντίδρασης:



Αυτό γίνεται με μέτρηση της μάζας του ελευθερωμένου O_2 σε συνάρτηση με το χρόνο. Ο προσδιορισμός αυτός γίνεται έμμεσα με μέτρηση της μάζας του αντιδρώντος συστήματος, η οποία μειώνεται με την πάροδο του χρόνου, λόγω έκλυσης του $\text{O}_2(\text{g})$



α. $t = 0 \text{ s}$, $m = 1246,050 \text{ g}$

β. $t = 60 \text{ s}$, $m = 1243,090 \text{ g}$

Παράδειγμα 3.2

Η συγκέντρωση του αιθυλενίου $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$ στην αντίδραση:

$2\text{CH}_2 = \text{CH}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_4\text{H}_8$ μεταβάλλεται συναρτήσει του χρόνου στους 900 K, όπως δείχνει ο ακόλουθος πίνακας:

Χρόνος/s	0	10	20	40	60	100
$[\text{C}_2\text{H}_4]/\text{molL}^{-1}$	0,91	0,65	0,51	0,34	0,28	0,19

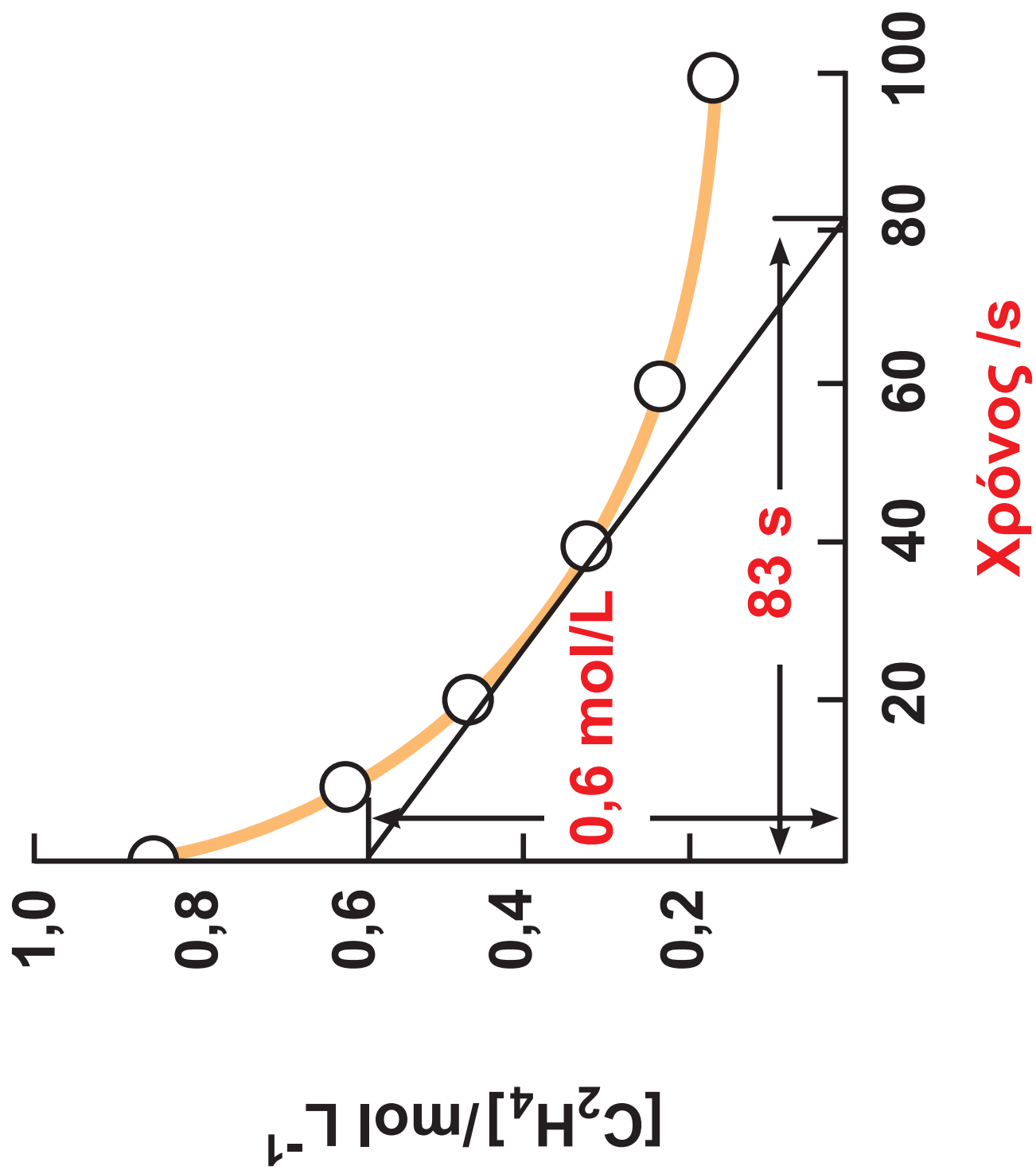
- Να βρεθεί η μέση ταχύτητα της αντίδρασης για τα πρώτα 20 s.
- Να βρεθεί η ταχύτητα 30 s μετά την έναρξη των μετρήσεων.

ΛΥΣΗ

α. Για τα πρώτα 20 s εύκολα υπολογίζουμε ότι:

$$v = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{CH}_2=\text{CH}_2]}{\Delta t} = -\frac{1}{2} \frac{(0,51 - 0,91) \text{ mol L}^{-1}}{20 \text{ s}} = 0,01 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

β. Σχεδιάζουμε την καμπύλη μεταβολής της συγκέντρωσής του C_2H_4 συναρτήσει του χρόνου



Από την καμπύλη της αντίδρασης υπολογίζουμε την ταχύτητα της αντίδρασης 30s μετά την έναρξη των μετρήσεων

$$\begin{aligned} v &= -\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{CH}_2=\text{CH}_2]}{\Delta t} = \\ &= -\frac{1}{2} \frac{(0,51 - 0,91) \text{ mol L}^{-1}}{20\text{s}} = \\ &= 0,01 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1} \end{aligned}$$

Εφαρμογή

Η κινητική μελέτη της αντίδρασης $2A \rightarrow B + 3\Gamma$ οδήγησε στον παρακάτω πίνακα μετρήσεων:

χρόνος/min	0	2	4	6
$C_A/\text{mol L}^{-1}$	6	4	3	2,6

- α. Να βρεθεί η μέση ταχύτητα της αντίδρασης στα πρώτα 2 min.
β. Να βρεθεί η ταχύτητα 5 min μετά την έναρξη της αντίδρασης.

(α. $2 \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$)

[3.2]

Παράγοντες που επηρεάζουν την ταχύτητα αντίδρασης. Καταλύτες

Όπως ήδη αναφέραμε, η ταχύτητα μιας αντίδρασης εξαρτάται από τον αριθμό των αποτελεσματικών συγκρούσεων μεταξύ των αντιδρώντων μορίων. Είναι προφανές ότι οι παράγοντες που επηρεάζουν τον αριθμό αυτών των συγκρούσεων, επηρεάζουν και την ταχύτητα της αντίδρασης. Οι παράγοντες αυτοί είναι οι εξής:

1. η συγκέντρωση των αντιδρώντων
2. η πίεση, με την προϋπόθεση ότι ένα τουλάχιστον απ' τα αντιδρώντα σώματα είναι αέριο
3. η επιφάνεια επαφής των στερεών

4. η θερμοκρασία
5. οι ακτινοβολίες
6. οι καταλύτες.

Συγκέντρωση

Αύξηση της συγκέντρωσης συνεπάγεται αύξηση του αριθμού των αποτελεσματικών συγκρούσεων, δηλαδή αύξηση της ταχύτητας της αντίδρασης. Είναι προφανές ότι η αρχική ταχύτητα της αντίδρασης προοδευτικά ελαττώνεται, αφού, όσο προχωράει η αντίδραση, ελαττώνεται η συγκέντρωση των αντιδρώντων. Στην επόμενη ενότητα θα δώσουμε ποσοτικά την εξάρτηση της ταχύτητας της αντίδρασης με τη συγκέντρωση των αντιδρώντων.

Πίεση

Η πίεση επηρεάζει την ταχύτητα

της αντίδρασης, μόνο εφ' όσον μεταξύ των αντιδρώντων υπάρχουν αέρια. Γενικά αύξηση της πίεσης με ελάττωση του όγκου του δοχείου, προκαλεί αύξηση της ταχύτητας της αντίδρασης, καθώς αυξάνεται η συγκέντρωση των αντιδρώντων (ίδιος αριθμός mol αερίου σε μικρότερο όγκο). Εξάλλου σύμφωνα με την καταστατική εξίσωση των αερίων ($p = cRT$) η τιμή της πίεσης εκφράζει το μέτρο της συγκέντρωσης του αερίου, όταν η θερμοκρασία παραμένει σταθερή.

Επιφάνεια επαφής στερεών

Η αύξηση της επιφάνειας επαφής ενός στερεού προκαλεί αύξηση της ταχύτητας, καθώς μ' αυτό τον τρόπο μεγαλώνει ο αριθμός των ενεργών συγκρούσεων των αντιδρώντων.

Γι' αυτό φροντίζουμε τα στερεά που συμμετέχουν σε αντιδράσεις να είναι σε λεπτό διαμερισμό, δηλαδή σε σκόνη. Έτσι, εξηγείται γιατί ένα φάρμακο δρα πιο αργά όταν είναι σε μορφή ταμπλέτας, απ' ό,τι αν είναι σε μορφή σκόνης.

Θερμοκρασία

Η ταχύτητα μιας αντίδρασης γενικά, αυξάνεται με την αύξηση της θερμοκρασίας. Σε πολλές περιπτώσεις μάλιστα, αύξηση της θερμοκρασίας κατά 10°C προκαλεί διπλασιασμό στην ταχύτητα της αντίδρασης. Αυτό συμβαίνει επειδή η αύξηση της θερμοκρασίας προκαλεί αύξηση της μέσης κινητικής ενέργειας των αντιδρώντων μορίων με συνέπεια να αυξάνεται ο αριθμός των αποτελεσματικών συγκρούσεων.



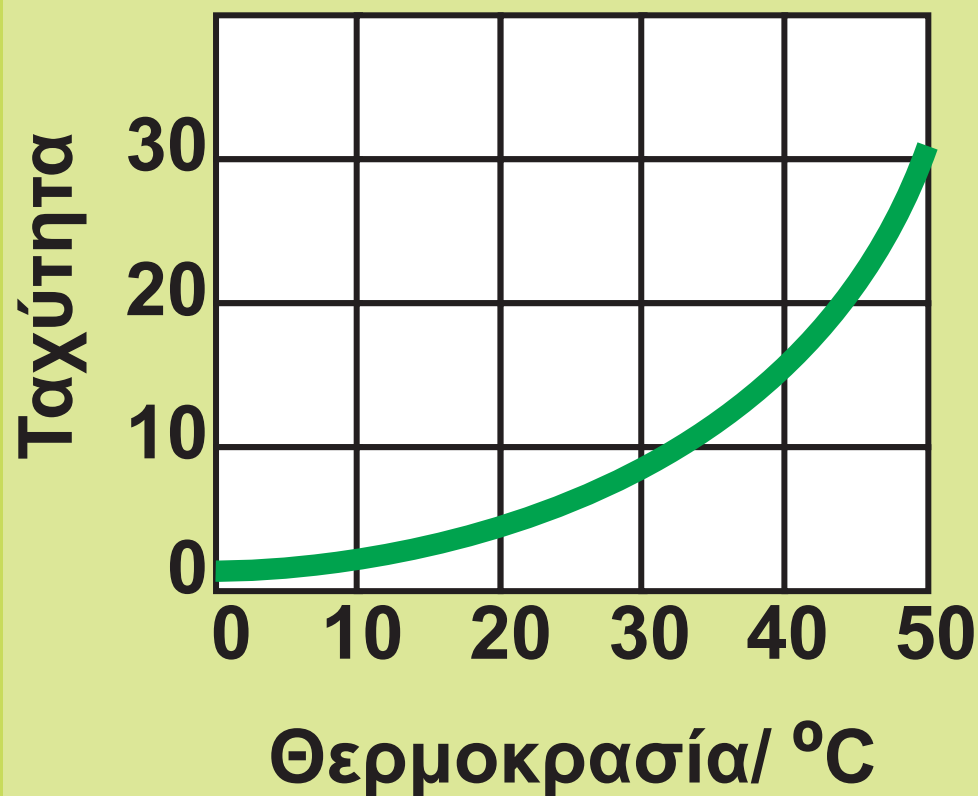
Στα χειρουργεία χρησιμοποιούνται χαμηλές θερμοκρασίες, ώστε να ελαττωθούν οι ταχύτητες μεταβολισμού του ασθενούς.



Οι πνεύμονες συγκροτούνται από τις αλληπάλληλες διακλαδώσεις των βρόγχων, ώστε να αυξηθεί η επιφάνεια επαφής.

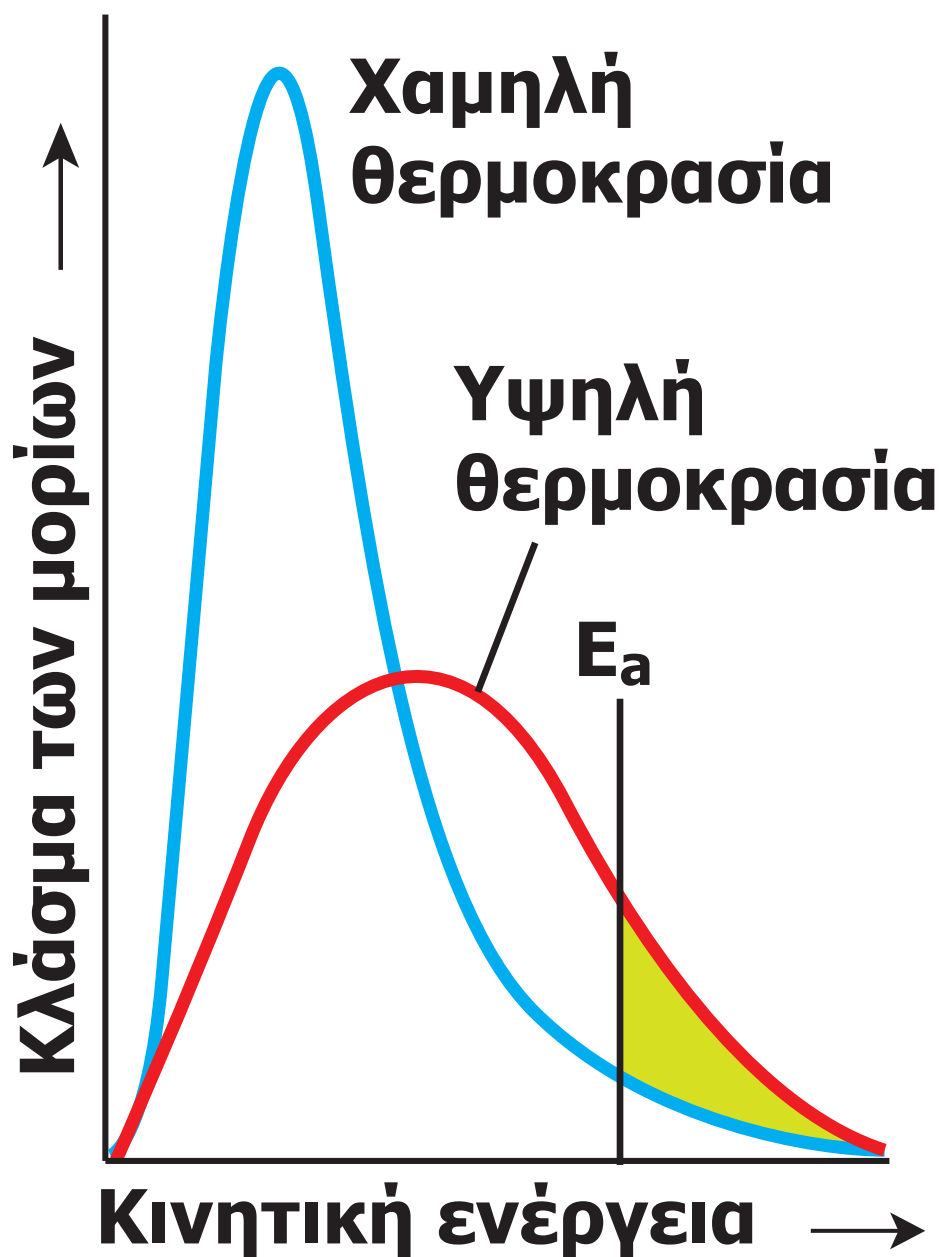


Οι πυρκαγιές σε αλευρόμυλους είναι από τις πλέον επικίνδυνες, καθώς τα άλευρα είναι σε μορφή σκόνης και αναφλέγονται με πολύ μεγάλες ταχύτητες.



ΣΧΗΜΑ 3.4 Η ταχύτητα μιας αντίδρασης μεταβάλλεται εκθετικά με τη θερμοκρασία. Αύξηση της θερμοκρασίας κατά 10 °C προκαλεί αύξηση της ταχύτητας, ανάλογα με την αντίδραση, από 1,5 έως 4 φορές.

Αν παραστήσουμε γραφικά την κατανομή των μορίων αερίων σε σχέση με την κινητική τους ενέργεια, θα οδηγηθούμε στην παρακάτω γραφική παράσταση (κατανομή Maxwell-Boltzmann). Το εμβαδόν της γραμμοσκιασμένης περιοχής αντιπροσωπεύει τον αριθμό των μορίων που έχουν ενέργεια μεγαλύτερη της ενέργειας ενεργοποίησης. Όσο η θερμοκρασία αυξάνεται, τόσο η καμπύλη κατανομής μετατοπίζεται προς τα δεξιά. Συνεπώς το εμβαδόν της γραμμοσκιασμένης επιφάνειας, δηλαδή ο αριθμός των μορίων που οδηγούνται σε αντίδραση, αυξάνεται.



ΣΧΗΜΑ 3.5 Ενεργειακή κατανομή μορίων σε δύο διαφορετικές θερμοκρασίες. Το γραμμοσκιασμένο εμβαδόν αντιπροσωπεύει τον αριθμό των μορίων που έχουν ενέργεια μεγαλύτερη της ενεργειακής ενεργοποίησης.

Ακτινοβολίες

Ορισμένες χημικές αντιδράσεις επηρεάζονται από την επίδραση ακτινοβολιών. Οι ακτινοβολίες στις περιπτώσεις αυτές προκαλούν μοριακές μεταβολές στα αντιδρώντα, με αποτέλεσμα να αλλάζει ο μηχανισμός της αντίδρασης, οπότε αυξάνεται η ταχύτητα της αντίδρασης.



Maxwell (1831-1871) **Βρετανός φυσικός.**

Καθηγητής στο King's college του Λονδίνου. Θεωρείται ισάξιος του Νεύτωνα και του Αϊνστάιν, έχοντας την μεγαλύτερη συμβολή το 19^ο αιώνα στην ανάπτυξη της φυσικής.



Boltzmann (1844-1906) **Αυστριακός φυσικός.**

Καθηγητής σε πολλά πανεπιστήμια της Αυστρίας και Γερμανίας. Πέρα από τη μελέτη της κινητικής θεωρίας των αερίων έθεσε τα θεμέλια της στατιστικής μηχανικής, ερμηνεύοντας το 2ο θερμοδυναμικό νόμο. Έχοντας ψυχολογικά προβλήματα έθεσε τέρμα στη ζωή του. Στο μνήμα του έχει χαραχτεί ο θεμελιώδης νόμος της στατιστικής μηχανικής. Οι Maxwell και Boltzmann συνέλαβαν, εργαζόμενοι ανεξάρτητα ο ένας από τον άλλο το νόμο στατιστικής κατανομής ενεργειών των μορίων αερίου. Έτσι, μπόρεσαν να συσχετιστούν οι μακροσκοπικές με τις μικροσκοπικές ιδιότητες της ύλης.

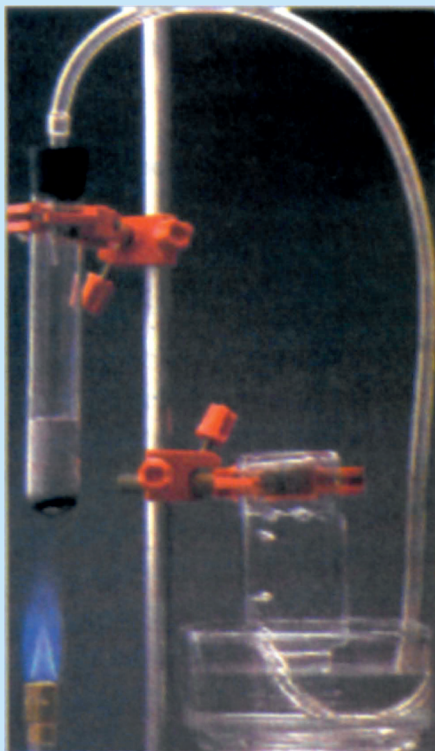
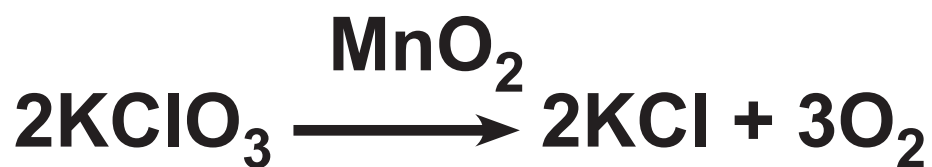
Καταλύτες

Η ταχύτητα πολλών χημικών αντιδράσεων αυξάνεται με την προσθήκη μικρών ποσοτήτων ορισμένων ουσιών, οι οποίες τελικά δεν αλλοιώνονται και ονομάζονται καταλύτες. Αυτό βέβαια δεν αποκλείει ότι ο καταλύτης παθαίνει κάποια χημική μεταβολή σε ένα στάδιο της αντίδρασης. Όμως, σε κάποιο άλλο βήμα της αντίδρασης ο καταλύτης ανακτάται. Ο καταλύτης δηλαδή επεμβαίνει στο μηχανισμό της αντίδρασης, χωρίς να καταναλώνεται, προσφέροντας έναν ευκολότερο δρόμο για την αντίδραση.

- Καταλύτης ονομάζεται μια ουσία, η οποία με την παρουσία του σε μικρά ποσά, αυξάνει την ταχύτητα μιας αντίδρασης, ενώ στο τέλος

της αντίδρασης παραμένει ουσιαστικά αμετάβλητος τόσο στη μάζα όσο και στη χημική του σύσταση.

Χαρακτηριστικό παράδειγμα καταλυόμενης αντίδρασης είναι η διάσπαση του χλωρικού καλίου με καταλύτη διοξείδιο του μαγγανίου (MnO_2):



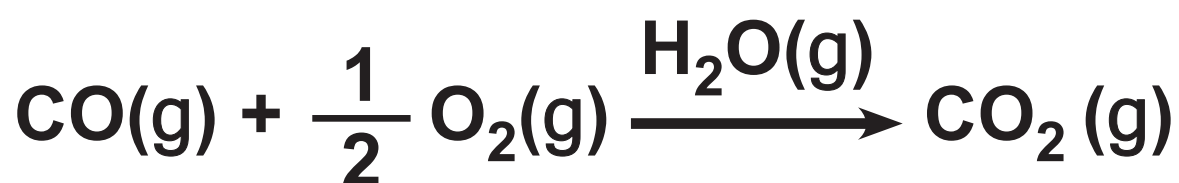
- Θεωρητικά, θα περίμενε κανείς ότι οι καταλύτες ασκούν επ' άπειρον τη δράση τους αφού δεν καταναλώνονται και ο ρόλος τους είναι απλώς εκείνος

του μεσάζοντα. Στην πράξη όμως συμβαίνουν παράπλευρες αντιδράσεις που βαθμιαία τον αδρανοποιούν.

Η διάσπαση του KClO_3 καταλύεται με MnO_2 (το μαύρο στερεό που διακρίνεται στο δοκιμαστικό σωλήνα είναι το MnO_2).

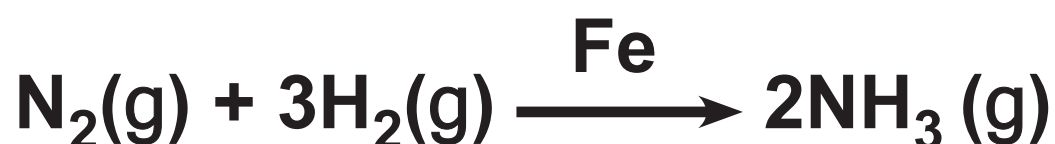
- Όταν ο καταλύτης και το καταλυόμενο σύστημα, δηλαδή τα αντιδρώντα σώματα, βρίσκονται στην ίδια φάση, η κατάλυση ονομάζεται ομογενής.

Π.χ. οξείδωση του μονοξειδίου του άνθρακα σε διοξείδιο του άνθρακα με καταλύτη $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.

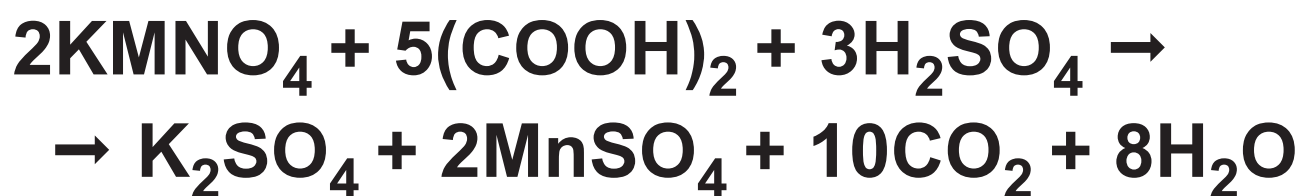


- Η κατάλυση ονομάζεται ετερογενής όταν σε άλλη φάση βρίσκονται τα αντιδρώντα σώματα και σε άλλη ο καταλύτης.

Παράδειγμα είναι η σύνθεση της αμμωνίας (NH₃) παρουσία σιδήρου (Fe)



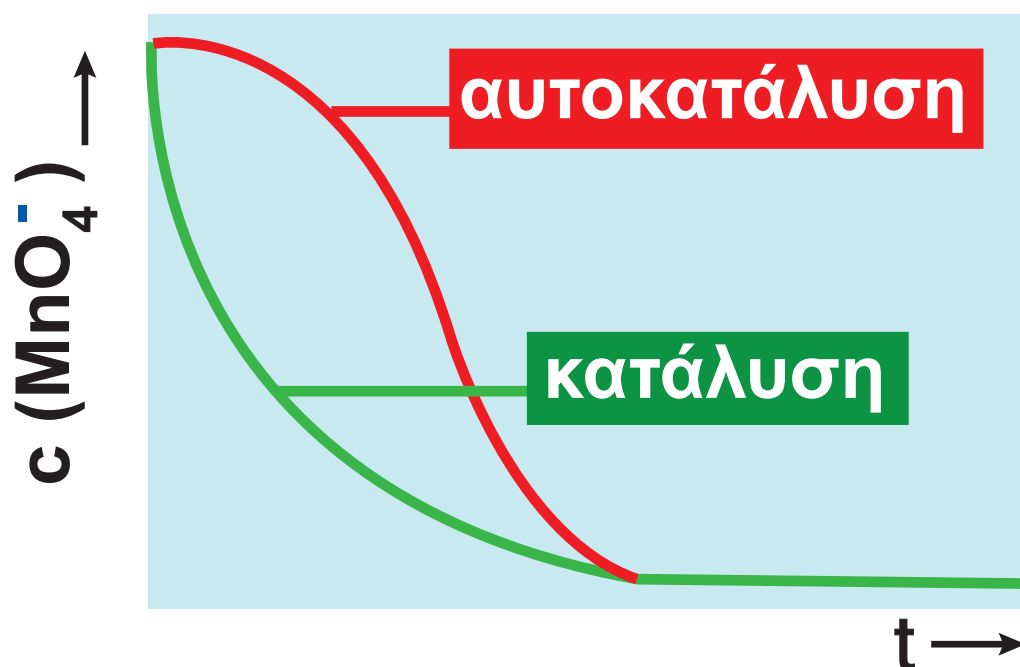
Υπάρχει περίπτωση ένα από τα προϊόντα μιας αντίδρασης να δρα ως καταλύτης αυτής της αντίδρασης. Η περίπτωση αυτή ονομάζεται αυτοκατάλυση. Χαρακτηριστικό παράδειγμα αυτοκατάλυσης είναι η οξείδωση του οξαλικού οξέος (COOH)₂ με υπερμαγγανικό κάλιο KMnO₄ παρουσία θειικού οξέος.



Στην παραπάνω αντίδραση, ο αποχρωματισμός του διαλύματος γίνεται στην αρχή πολύ αργά (το MnO_4^- είναι ροδόχρωμο). Μόλις όμως σχηματιστεί το Mn^{2+} , που δρα ως καταλύτης, ο αποχρωματισμός επιταχύνεται. Αυτό μπορούμε να το δούμε και διαγραμματικά, παρακολουθώντας τη συγκέντρωση του MnO_4^- σε συνάρτηση με το χρόνο. Παρατηρούμε, δηλαδή, ότι στην αρχή η συγκέντρωση του MnO_4^- είναι σχεδόν σταθερή. Μόλις όμως σχηματιστεί μια ποσότητα Mn^{2+} , το φαινόμενο επιταχύνεται και εκδηλώνεται με την απότομη πτώση της συγκέντρωσης

του MnO_4^- . Για συγκριτικούς λόγους παραθέτουμε την ίδια καμπύλη παρουσία Mn^{2+} , όταν δηλαδή έχουμε προσθέσει καταλύτη εξ αρχής. Εδώ, η επιτάχυνση της αντίδρασης γίνεται από την πρώτη στιγμή, όπως δείχνει η απότομη μεταβολή της συγκέντρωσης του MnO_4^- .

- Φάση: τμήμα της ύλης ομογενές που διαχωρίζεται από τα άλλα συστατικά του συστήματος με σαφή όρια.
- Δε χρειάζεται να απομνημονεύσετε την αντίδραση αυτοκατάλυσης, τη λογική αυτής της αντίδρασης θα μάθετε αργότερα.



ΣΧΗΜΑ 3.6 Η καμπύλη της αντίδρασης στην κατάλυση και στην αυτοκατάλυση, με βάση την αντίδραση οξειδωσης του οξαλικού οξέος με υπερμαγγανικό κάλιο.

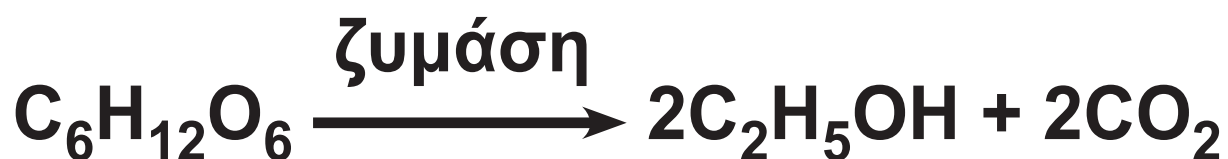
Άλλο παράδειγμα αυτοκατάλυσης είναι η οξείδωση ενός σιδερένιου αντικειμένου, η οποία επιταχύνεται από το ίδιο το προϊόν της, δηλαδή, τη σκουριά ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$) και που τελικά οδηγεί στην πλήρη μετατροπή του μετάλλου σε οξείδιο (διάβρωση), αν δε ληφθούν τα κατάλληλα μέτρα προστασίας.

Τέλος, η δράση των καταλυτών μπορεί να ανασταλεί από την παρουσία ορισμένων ουσιών, οι οποίες είναι γνωστές ως δηλητήρια καταλυτών. Τέτοια δράση δείχνουν το HCN , το H_2S και ορισμένα βαρέα μέταλλα, όπως είναι ο Pb και ο Hg .

Ένζυμα ή βιοκαταλύτες

Τα ένζυμα είναι ουσίες πολύπλοκης δομής που δρουν καταλυτικά σε βιοχημικές αντιδράσεις (στους

ζώντες οργανισμούς). Π.χ. η πτυαλίνη είναι ένζυμο που υπάρχει στο σάλιο και επιταχύνει τη μετατροπή του αμύλου σε σάκχαρο. Πολλά ένζυμα βρίσκουν σήμερα εφαρμογή στη βιομηχανική παραγωγή διαφόρων προϊόντων, όπως π.χ. αντιβιοτικών. Χαρακτηριστικό παράδειγμα ενζυματικής δράσης με μεγάλο πρακτικό ενδιαφέρον αποτελεί η αλκοολική ζύμωση:



Τα ιδιαίτερα χαρακτηριστικά που έχουν τα ένζυμα σε σχέση με τους άλλους καταλύτες είναι:

- Πολύπλοκη δομή. Τα περισσότερα είναι πρωτεϊνικής φύσης, με σχετικές μοριακές μάζες, M_r που κυμαίνονται συνήθως από 10^5 έως 10^6 .

- πολύ εξειδικευμένη δράση. Ορισμένα ένζυμα έχουν απόλυτη εξειδίκευση (σχέση κλειδί - κλειδαριά).
- η δράση τους επηρεάζεται από τη θερμοκρασία και την τιμή του pH. Τα πρωτεϊνικής φύσης ένζυμα αδρανοποιούνται σε θερμοκρασίες πάνω από 50 °C.
- Τα ένζυμα είναι πολύ πιο αποτελεσματικά από τους μη βιοχημικούς καταλύτες.



Οι καταλύτες αυτοκινήτου ή καταλυτικοί μετατροπείς επιταχύνουν την καύση του CO και άκαυστων υδρογονανθράκων με τη βοήθεια π.χ. Pt (λευκόχρυσου) ή Pd (παλλαδίου) και

την αναγωγή οξειδίων του αζώτου π.χ. με Rh (ρόδιο). Οι καταλύτες αυτοί δηλητηριάζονται με μόλυβδο.

- Στις αμφίδρομες αντιδράσεις, για τις οποίες θα μιλήσουμε αναλυτικά στο επόμενο κεφάλαιο, ο καταλύτης αυξάνει την ταχύτητα της αντίδρασης και προς τις δύο κατευθύνσεις.

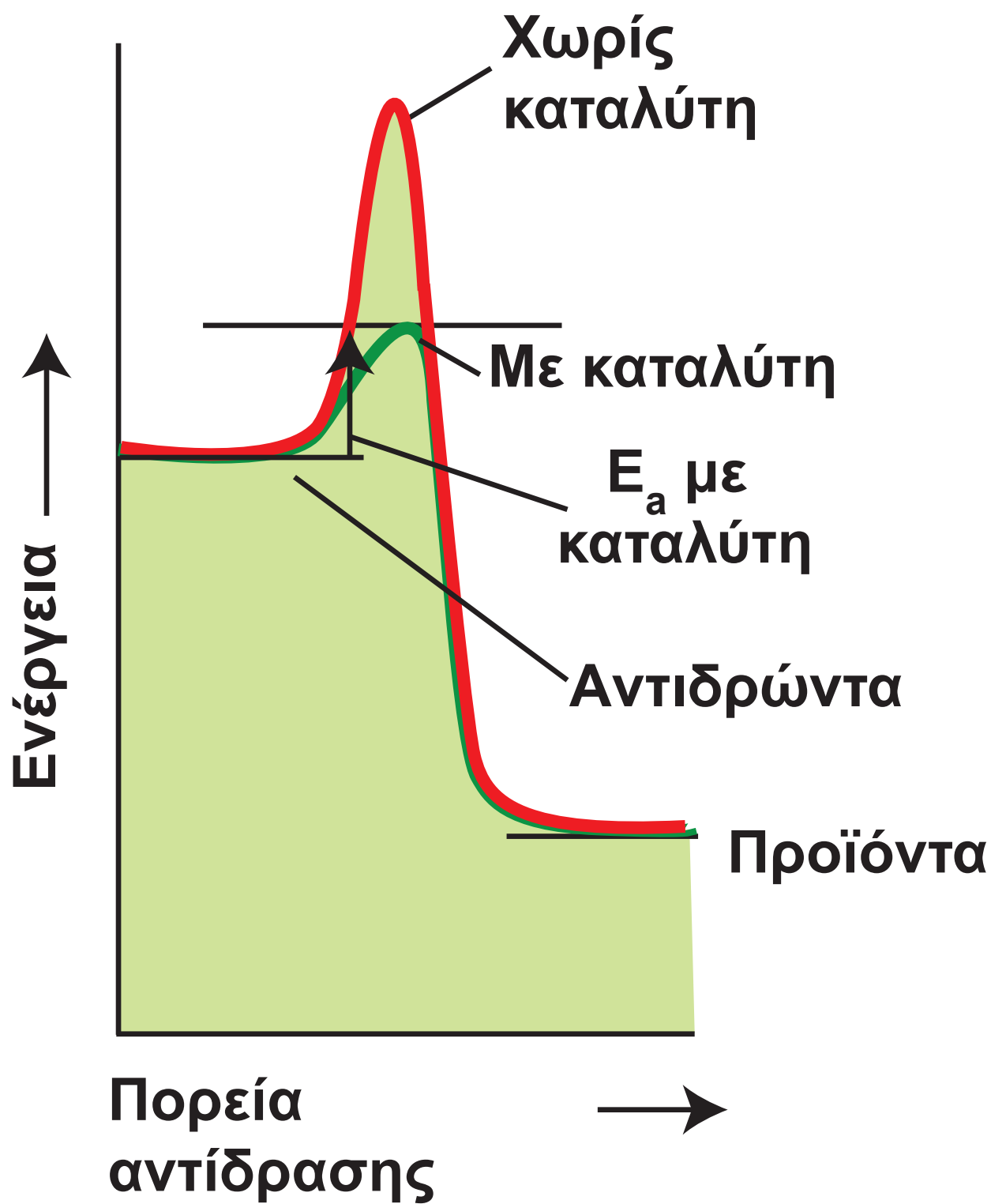
Ερμηνεία της δράσης του καταλύτη

Ο καταλύτης αυξάνει την ταχύτητα μιας αντίδρασης, καθώς δημιουργεί μια νέα πορεία για την πραγματοποίηση της αντίδρασης, που έχει μικρότερη ενέργεια ενεργοποίησης, όπως φαίνεται στο σχήμα 3.7.

65 / 80 - 81

Κατ' αυτό τον τρόπο στην ίδια θερμοκρασία περισσότερα μόρια μπορούν να ξεπεράσουν το φράγμα της ενέργειας ενεργοποίησης. Έτσι, ο αριθμός των αποτελεσματικών συγκρούσεων γίνεται μεγαλύτερος και συνεπώς η ταχύτητα αυξάνεται.

Να παρατηρήσουμε ότι, αν μια αντίδραση γίνει παρουσία ουσίας που δημιουργεί νέα πορεία μεγαλύτερης ενέργειας ενεργοποίησης από αυτή που δίνει η αντίδραση χωρίς καταλύτη, τότε το σύστημα δεν ακολουθεί αυτή την πορεία, αλλά τη «συντομότερη», χωρίς τον καταλύτη. Με τη λογική αυτή, δεν υπάρχουν αρνητικοί καταλύτες.



ΣΧΗΜΑ 3.7 Ο καταλύτης βρίσκει ένα πιο εύκολο μονοπάτι για την αντίδραση, με μικρότερη ενέργεια ενεργοποίησης E_a .

Υπάρχουν διάφορες θεωρίες που ερμηνεύουν τη δράση των καταλυτών, όπως:

1. η θεωρία των ενδιάμεσων προϊόντων και

2. η θεωρία της προσρόφησης.

Καθεμιά απ' αυτές ερμηνεύει ικανοποιητικά ορισμένες περιπτώσεις κατάλυσης.

Σύμφωνα με τη θεωρία των ενδιάμεσων προϊόντων, η αντίδραση:

$A + B \rightarrow AB$ (αργή αντίδραση) ακολουθεί ένα μηχανισμό δύο βημάτων (σταδίων):

$A + K \rightarrow AK$ (γρήγορη αντίδραση)

και $AK + B \rightarrow AB + K$ (γρήγορη αντίδραση) όπου, K είναι ο καταλύτης.

Παρατηρούμε δηλαδή ότι ο καταλύτης καταναλώνεται στο πρώτο στάδιο για να σχηματίσει ένα ενδιάμεσο προϊόν και αναγεννάται στο δεύτερο.

Συνεπώς, μόνο μια μικρή ποσότητα καταλύτη είναι απαραίτητη για τη δράση αυτή.

- Η διαδικασία επιλογής των βέλτιστων καταλυτών για μια συγκεκριμένη αντίδραση δεν έχει σημειώσει αξιόλογη πρόοδο, μετά από τόσα χρόνια. Οι ερευνητές εξακολουθούν να δοκιμάζουν διάφορους συνδυασμούς μετάλλων και οξειδίων τους με εμπειρικό τρόπο. Αμέτρητα πειράματα σε διαφορετικές συνθήκες κάθε φορά πρέπει να εκτελεστούν με σχολαστική ακρίβεια. Η ανεύρεση του άριστου καταλύτη είναι μια διαδικασία χωρίς τέλος, αφού πάντα υπάρχουν περιθώρια βελτίωσης για την αύξηση

της παραγωγής. Αυτό είναι ιδιαίτερα σημαντικό στη βιομηχανία, όπου το προϊόν παράγεται κατά χιλιάδες τόνους ετησίως. Είναι ευνόητο ότι η ακριβής σύσταση καθώς και ο τρόπος παρασκευής κάθε βιομηχανικού καταλύτη αποτελούν εφτασφράγιστα μυστικά, γνωστά σε ελάχιστα πρόσωπα. Αντίθετα στις εργαστηριακές συνθέσεις, όπου δε διακυβεύονται οικονομικά συμφέροντα, οι ερευνητές αποκαλύπτουν ευχαρίστως την παραμικρή λεπτομέρεια.

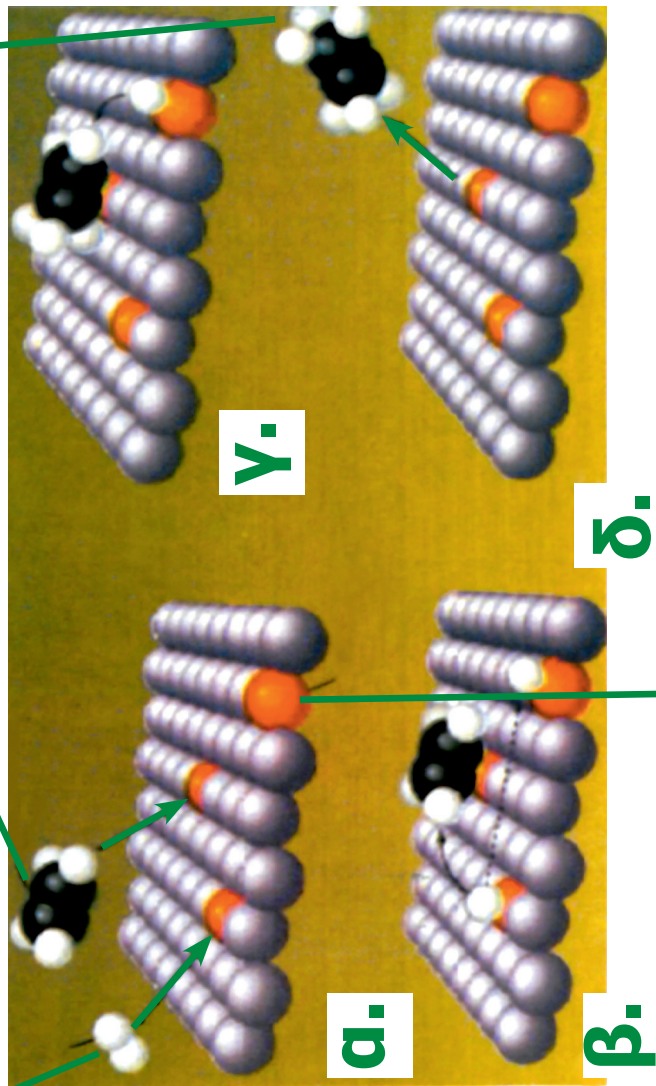
(Α.Γ. Βάρβογλη: “η κρυφή γοητεία της χημείας”)

• Ο πολυμερισμός του αιθυλενίου πραγματοποιείται υπό σχετικά χαμηλές συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης, παρουσία των καταλυτών Ziegler και Natta ($\text{TiCl}_4 + \text{Al}(\text{C}_2\text{H}_5)_3$).

Απουσία των καταλυτών αυτών απαιτούνται συνθήκες $200\text{ }^\circ\text{C}$ και 100 atm . Κάτω από τις συνθήκες αυτές το βιομηχανικό κόστος παραγωγής του πολυμερούς ανεβαίνει πολύ. Για την ανακάλυψή τους αυτή οι Ziegler και Natta τιμήθηκαν με το βραβείο Nobel Χημείας το 1963.

Η θεωρία της προσρόφησης μπορεί να ερμηνεύσει με ικανοποιητικό τρόπο την ετερογενή κατάλυση. Σύμφωνα με τη θεωρία αυτή τα αντιδρώντα μόρια (αέρια ή υγρά) προσροφώνται στην επιφάνεια του στερεού καταλύτη, ο οποίος είναι σε λεπτόκοκκη ή σπογγώδη μορφή. Κάτω από τις συνθήκες αυτές οι δεσμοί των μορίων εξασθενούν ή ακόμα διασπώνται, οπότε υποβοηθείται η αντίδραση (βλέπε σχήμα 3.8). Να παρατηρήσουμε ότι η καταλυτική δράση δεν εκτείνεται σε όλα τα σημεία του καταλύτη, αλλά σε ένα σχετικά πολύ μικρό αριθμό σημείων, που ονομάζονται ενεργά κέντρα του καταλύτη.





ενεργά κέντρα καταλύτη

ΣΧΗΜΑ 3.8 Ερμηνεία της καταλυτικής δράσης του

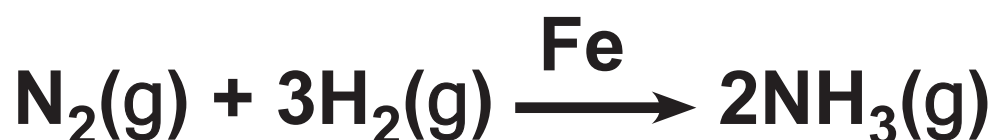


με βάση τη θεωρία της προσρόφησης:

- α.** τα αέρια αντιδρώντα προσροφώνται στην επιφάνεια του καταλύτη
- β.** σπάνε οι δεσμοί των μορίων των αντιδρώντων π.χ. H - H
- γ.** σχηματίζονται οι δεσμοί των προϊόντων π.χ. C - H
- δ.** τα αέρια προϊόντα απομακρύνονται από την επιφάνεια του καταλύτη.

Εφαρμογές καταλυτών

1. Χημική Βιομηχανία. Οι περισσότερες βιομηχανικές διεργασίες στηρίζονται σε καταλυτικές αντιδράσεις. Για παράδειγμα η σύνθεση της αμμωνίας από άζωτο και υδρογόνο γίνεται καταλυτικά με Fe:



2. Βιοχημεία. Μέρα με τη μέρα διαπιστώνεται η μεγάλη σημασία των βιοκαταλυτών ή ενζύμων στις διεργασίες που λαμβάνουν χώρα στα ζώα και τα φυτά (βλέπε «γνωρίζεις ότι...» στο τέλος του κεφαλαίου).

[3.3]

Νόμος ταχύτητας - Μηχανισμός αντίδρασης

Οι αντιδράσεις μπορούν να υποδιαιρεθούν σε δύο κατηγορίες τις απλές ή στοιχειώδεις, που πραγματοποιούνται σ' ένα στάδιο και τις πολύπλοκες, που πραγματοποιούνται σε περισσότερα από ένα στάδια.

Στη δεύτερη περίπτωση, το βραδύτερο στάδιο καθορίζει την ταχύτητα της αντίδρασης.

Για μια αντίδραση της γενικής μορφής $\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma \Gamma + \delta \Delta$ βρίσκεται πειραματικά:

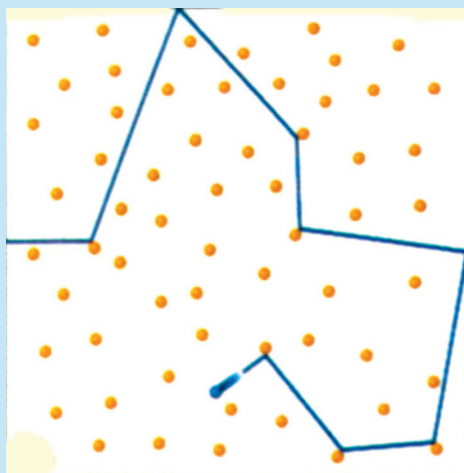
$$v = k[A]^x[B]^y \quad \text{νόμος ταχύτητας}$$

όπου,

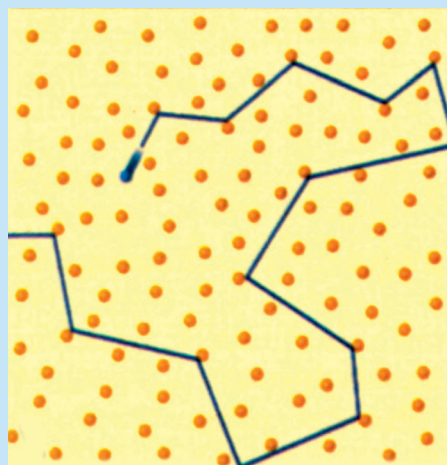
k : είναι η σταθερά ταχύτητας, η οποία εξαρτάται από τη θερμοκρασία και τη φύση των αντιδρώντων και είναι αριθμητικά ίση με την ταχύτητα της αντίδρασης, όταν οι συγκεντρώσεις καθενός από τα αντιδρώντα είναι 1 mol L^{-1} .

$[A]$, $[B]$: οι συγκεντρώσεις των A και B σε mol L^{-1} .

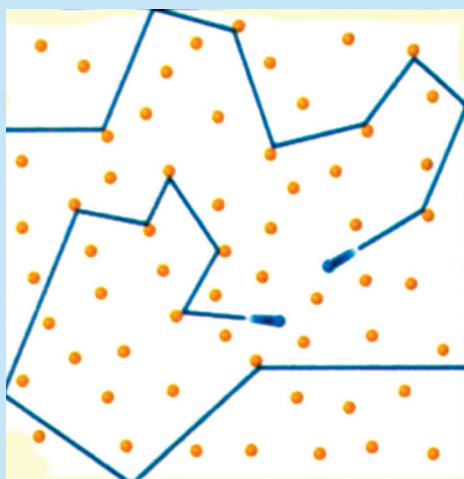
χ , ψ : αριθμοί που προκύπτουν πειραματικά.



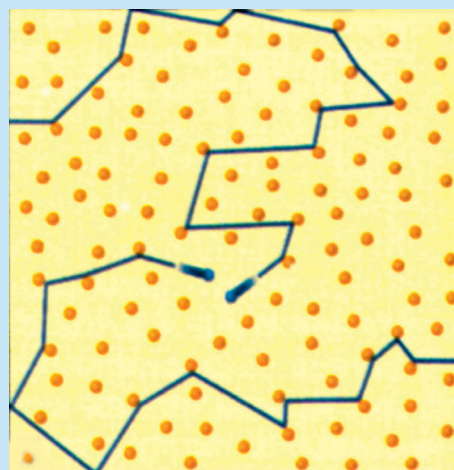
α.



γ.



β.



δ.

Σε μια απλή αντίδραση της μορφής:



α. Η συχνότητα των συγκρούσεων των A και B είναι ανάλογος της C_B .

β. Διπλασιάζοντας τη C_A (2 μπλε

μόρια) η συχνότητα των συγκρούσεων διπλασιάζεται.

γ. Διπλασιάζοντας τη C_B σε σχέση με αυτή του δοχείου (α) η συχνότητα των συγκρούσεων διπλασιάζεται.

δ. Διπλασιάζοντας τη C_A και C_B η συχνότητα των συγκρούσεων τετραπλασιάζεται.

Η αντίδραση χαρακτηρίζεται χ τάξης ως προς **A** και ψ τάξης ως προς **B**, ενώ η ολική τάξη της αντίδρασης είναι $\chi + \psi$. Σε περίπτωση που οι εκθέτες χ , ψ ταυτίζονται με τους συντελεστές της χημικής εξίσωσης α και β , δηλαδή $\chi = \alpha$ και $\psi = \beta$, τότε η αντίδραση πραγματοποιείται με τον απλό μηχανισμό που περιγράφει η χημική εξίσωση. Σε αντίθετη

περίπτωση, αν δηλαδή $\chi \neq \alpha$ ή $\psi \neq \beta$, τότε η αντίδραση δεν είναι απλή δηλαδή πραγματοποιείται σε περισσότερα στάδια.

Να παρατηρήσουμε επίσης ότι:

1. Τα στερεά σώματα παραλείπονται από την έκφραση του νόμου της ταχύτητας. Αυτό συμβαίνει γιατί τα στερεά αντιδρούν μόνο επιφανειακά και επομένως η ταχύτητα εξαρτάται απ' το εμβαδόν της επιφάνειάς τους και όχι από τη συνολική μάζα τους. Π.χ. στην καύση του άνθρακα

$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ ο νόμος της ταχύτητας είναι $u = k[O_2]$.

2. Οι μονάδες σταθεράς ταχύτητας ποικίλλουν ανάλογα με την τάξη της αντίδρασης, π.χ. σε μια αντίδραση 1ης τάξης οι μονάδες του k είναι s^{-1} .

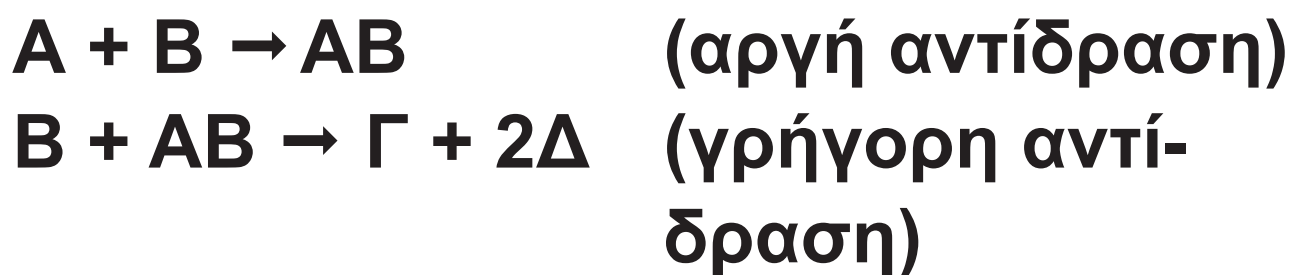
3. Οι εκθέτες, χ , ψ παίρνουν συνήθως τιμές: 0, 1, 2, 3, χωρίς όμως να αποκλείονται οι κλασματικοί ή και αρνητικοί αριθμοί, και ισχύουν μόνο για τις πειραματικές συνθήκες, κάτω από τις οποίες έγινε ο προσδιορισμός τους. Η μελέτη της χημικής κινητικής μιας αντίδρασης περιλαμβάνει την εξής διαδικασία: Βρίσκουμε πειραματικά το νόμο της ταχύτητας και από τη μορφή του συμπεραίνουμε αν η αντίδραση είναι απλή ή πολύπλοκη. Στη δεύτερη περίπτωση, αν δηλαδή η αντίδραση έχει πολύπλοκο μηχανισμό, προτείνουμε ενδιάμεσες στοιχειώδεις αντιδράσεις, δηλαδή προτείνουμε μηχανισμό αντιδράσεων που να είναι συμβατός με το νόμο της

ταχύτητας που πειραματικά προσδιορίσαμε. Δεν πρέπει να ξεχνάμε ότι η στοιχειώδης αντίδραση που έχει τη μικρότερη ταχύτητα, που έχει δηλαδή τη μεγαλύτερη διάρκεια, καθορίζει το νόμο της ταχύτητας.

Έστω για παράδειγμα η αντίδραση $A + 2B \rightarrow \Gamma + 2\Delta$ για την οποία προσδιορίστηκε πειραματικά ότι η αντίδραση είναι πρώτης τάξης ως προς A και πρώτης τάξεως ως προς B, δηλαδή ο νόμος της ταχύτητας είναι:

$$v = k [A] [B]$$

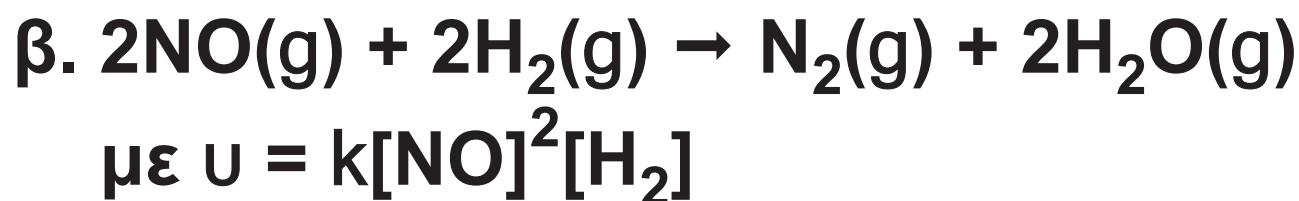
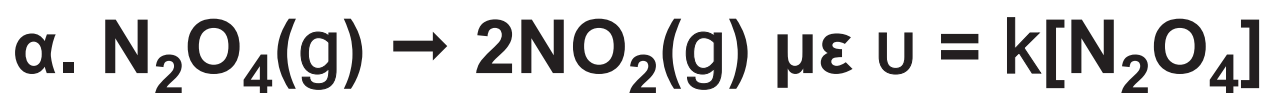
Η αντίδραση δηλαδή δεν ακολουθεί τον απλό μηχανισμό, που περιγράφει η χημική της εξίσωση. Ο προτεινόμενος μηχανισμός στην περίπτωση αυτή μπορεί να είναι ο ακόλουθος:



Η πειραματικά προσδιοριζόμενη ταχύτητα, για τη συνολική αντίδραση καθορίζεται από το βραδύ στάδιο. Δηλαδή, $v = k [A] [B]$.

Παράδειγμα 3.3

Δίνονται οι αντιδράσεις:

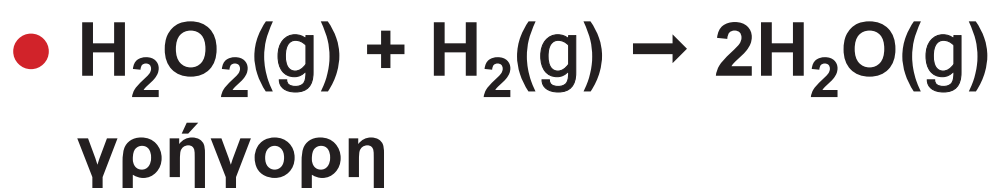
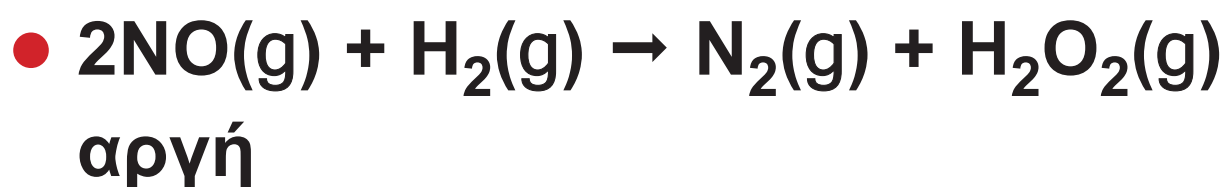


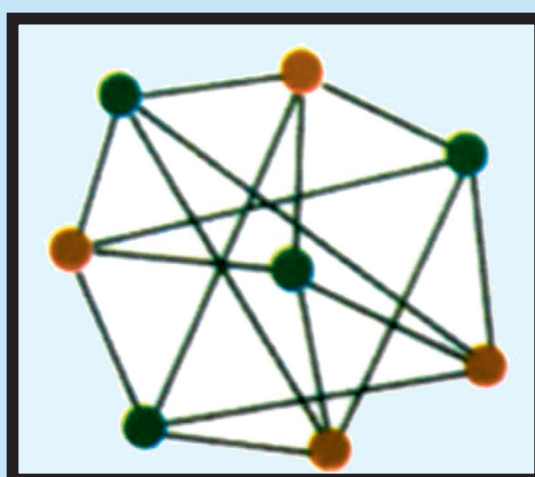
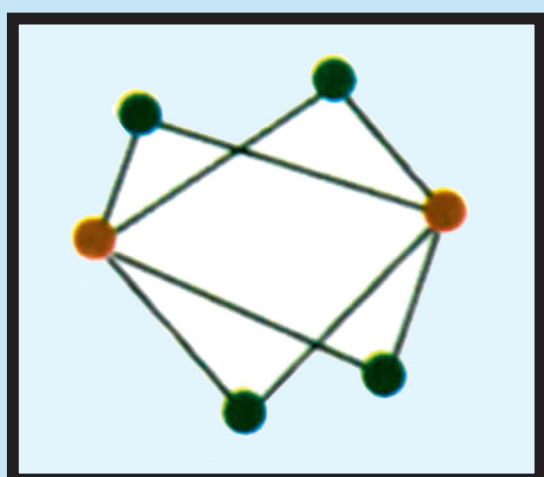
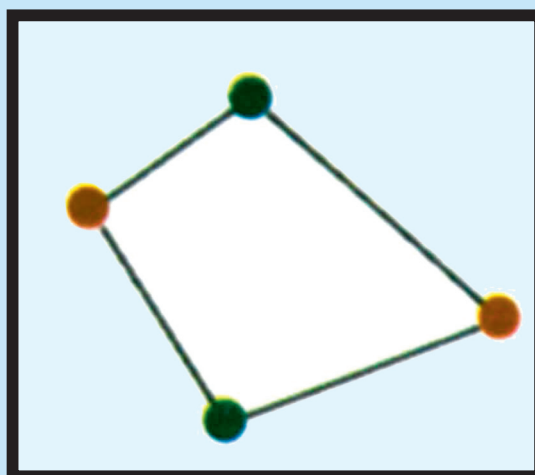
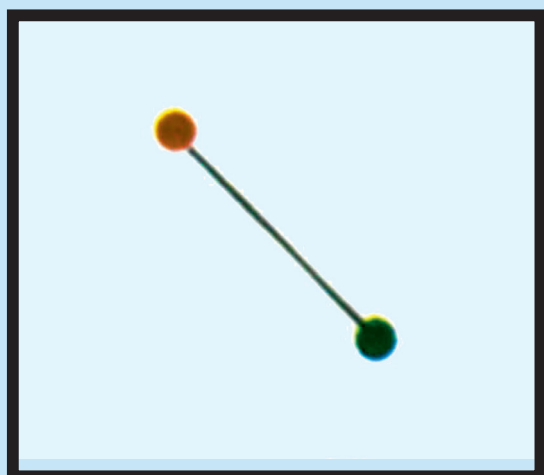
Ποια είναι η τάξη κάθε αντίδρασης και να προτείνετε μηχανισμό σε κάθε περίπτωση.

ΛΥΣΗ

α. Η αντίδραση είναι 1ης τάξεως και είναι απλή

β. Η αντίδραση είναι 3ης τάξεως, δεν είναι απλή και τα πιθανά ενδιάμεσα στάδιά της είναι:





Αν μια αντίδραση ακολουθεί το παραπάνω σχήμα ενεργών συγκρούσεων, τι συμπέρασμα βγάζετε ως προς την τάξη της αντίδρασης;

Εφαρμογή

Από πειράματα διαπιστώθηκε ότι η ταχύτητα της αντίδρασης:

$A + 3B \rightarrow \Gamma$ ακολουθεί τον νόμο:

$$v = k [A] [B]^2$$

Με βάση τα δεδομένα αυτά τι συμπίερασμα προκύπτει; Να δώσετε ένα πιθανό μηχανισμό για την αντίδραση.

[3.4]

Ένα πείραμα χημικής κινητικής μελέτης

Κλείνοντας το κεφάλαιο, θα πρέπει για άλλη μια φορά να τονίσουμε τη σημασία που έχει το πείραμα στη μελέτη της χημικής κινητικής. Έτσι, αντί επιλόγου, παραθέτουμε ένα πείραμα χημικής κινητικής μελέτης, προσπαθώντας να αξιοποιήσουμε πολλά από τα στοιχεία που αναπτύξαμε στο παρόν κεφάλαιο.

Το πείραμα που θα μελετήσουμε στηρίζεται στην αντίδραση διάφορων μετάλλων π.χ. Zn, Mg, Fe και Mn με αραιό H_2SO_4 . Οι αντιδράσεις που λαμβάνουν χώρα περιγράφονται με τις παρακάτω χημικές εξισώσεις:

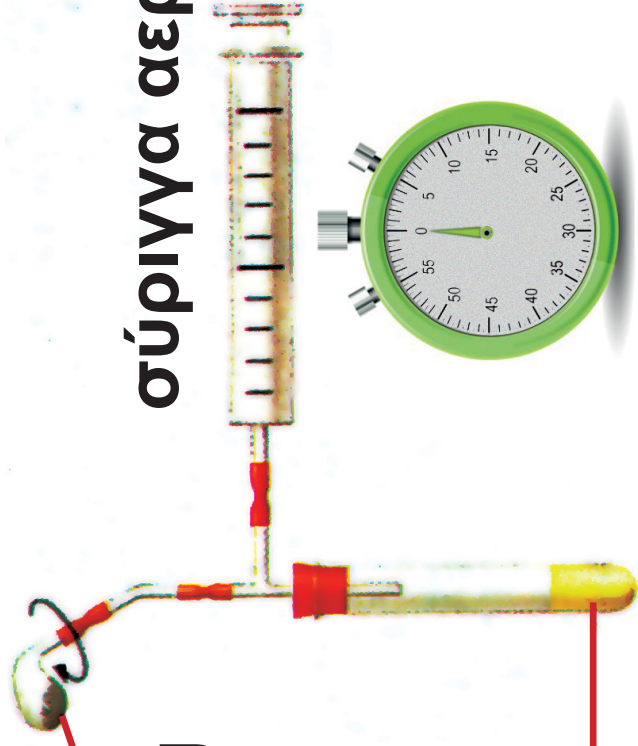
- $\text{Zn(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnSO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$
- $\text{Fe(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{FeSO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$
- $\text{Mn(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{MnSO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$
- $\text{Mg(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{MgSO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$

Η κινητική μελέτη των παραπάνω αντιδράσεων μπορεί να βασιστεί στη μέτρηση του όγκου του H_2 που ελευθερώνεται σε τακτά χρονικά διαστήματα, κάνοντας χρήση της παρακάτω διάταξης:

μέταλλο

σε σκόνη 0,5 g

σύριγγα αερίων 100 mL

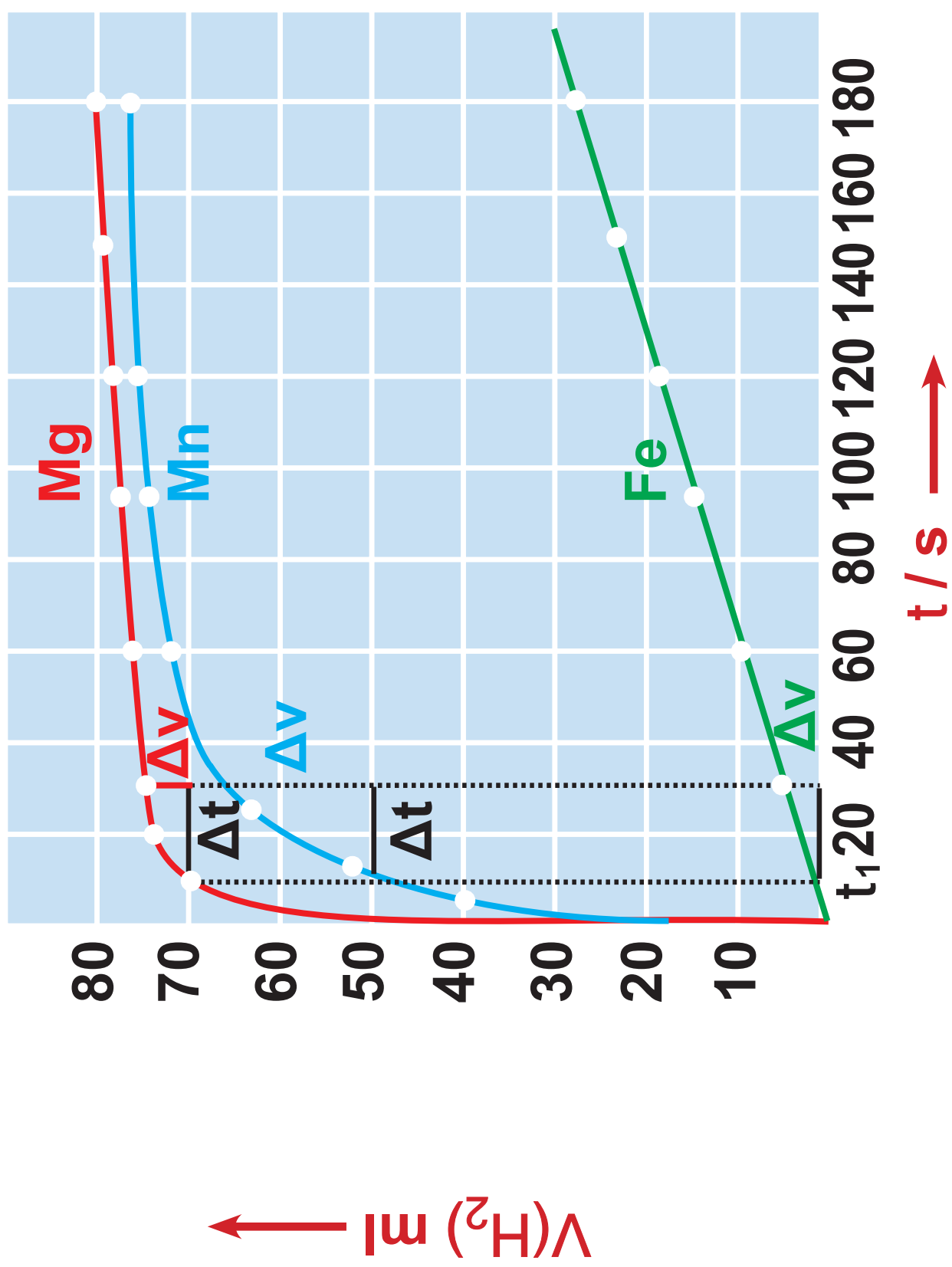


**αραιό διάλυμα
θειικού οξέος
0,5 M**

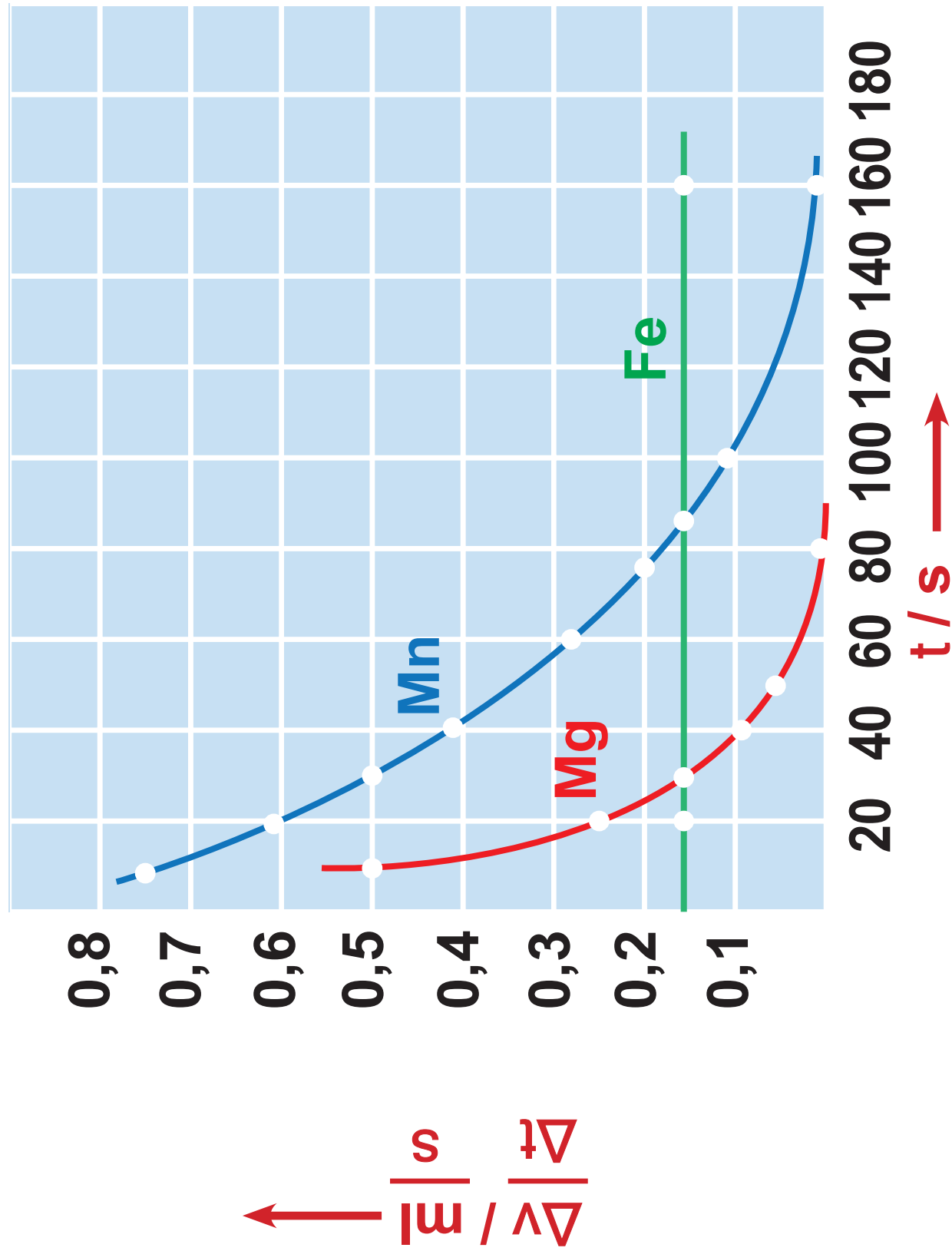
90 / 84

**ΣΧΗΜΑ 3.9 Πειραματική διάταξη για την κινητική
μελέτη της αντίδρασης $M + H_2SO_4 \rightarrow MSO_4 + H_2 \uparrow$**

Τα αποτελέσματα των μετρήσεων δίνονται σε μορφή διαγραμμάτων $V - t$ (καμπύλες αντίδρασης). Να σημειωθεί, ότι σε κάθε κουκκίδα αντιστοιχεί μια πειραματική μέτρηση. Με βάση τις καμπύλες (σχήμα 3.3) μπορούμε να προσδιορίσουμε την ταχύτητα των αντιδράσεων σε διάφορους χρόνους, $\Delta V / \Delta t - t$.



ΣΧΗΜΑ 3.10 Καμπύλες αντίδρασης (V - t).



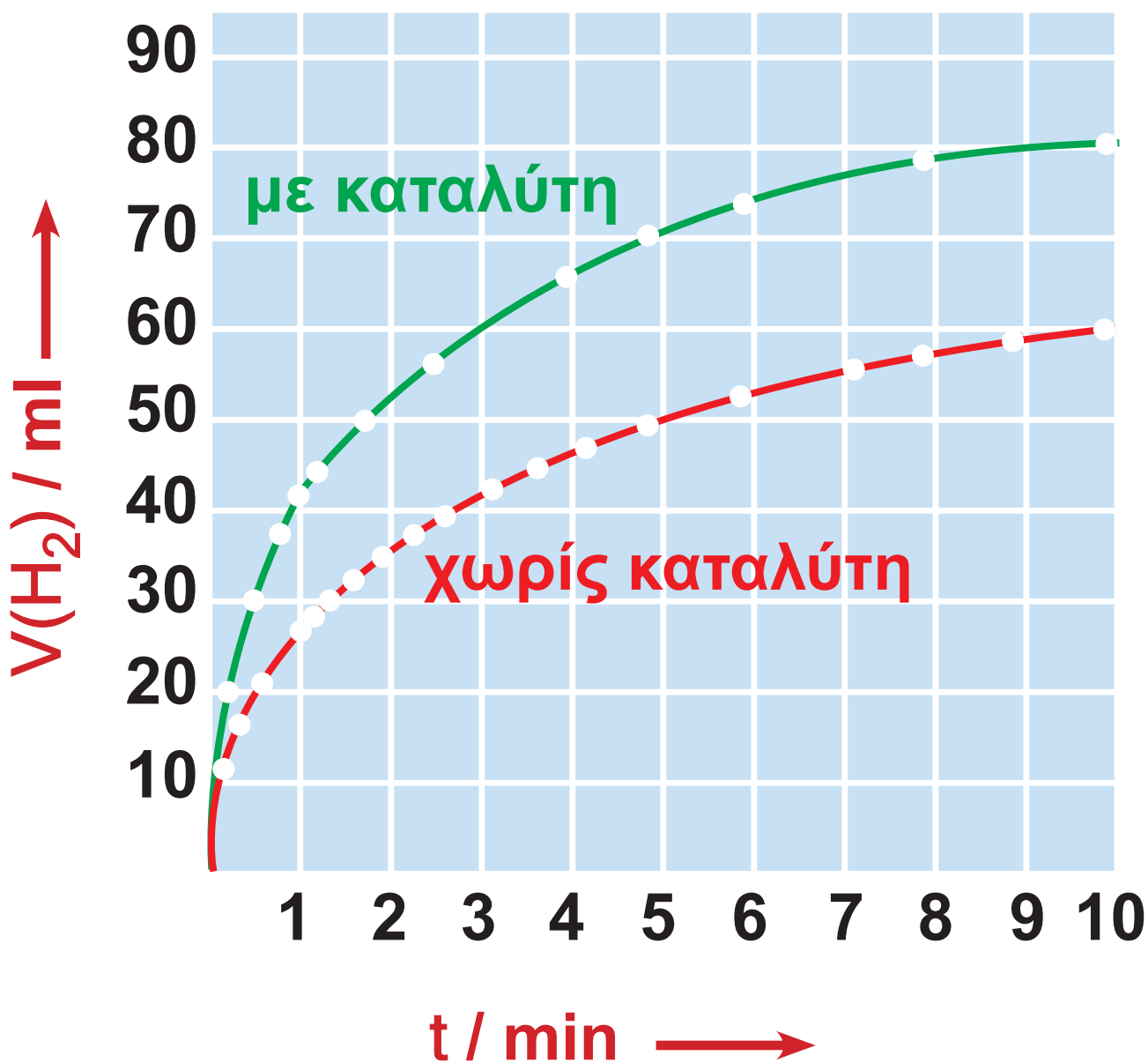
ΣΧΗΜΑ 3.11 Ταχύτητα αντίδρασης σε συνάρτηση με το χρόνο ($\Delta v / \Delta t - t$).

Να παρατηρήσουμε ότι τη μέγιστη ταχύτητα την περίοδο $t_1 - 30 \text{ s}$ έχει το Mn, ακολουθεί το Mg και τελευταίος έρχεται ο Fe, ο οποίος παρουσιάζει αξιοσημείωτη σταθερότητα (βλέπε σχήματα 3.10 και 3.11). Το παραπάνω πείραμα οδηγεί στο συμπέρασμα ότι η ταχύτητα της αντίδρασης εξαρτάται σε μεγάλο βαθμό από τη φύση του μετάλλου. Θα μπορούσαμε να συνεχίσουμε το πείραμα μελετώντας αυτή τη φορά την παράμετρο «επιφάνεια επαφής», προσδιορίζοντας την καμπύλη της αντίδρασης ενός μετάλλου, π.χ. Mn με διαφορετικού μεγέθους κόκκους (κρατώντας τις υπόλοιπες παραμέτρους σταθερές). Ανάλογα, μπορούμε να μελετήσουμε την επίδραση της θερμοκρασίας, της συγκέντρωσης, του καταλύτη κλπ.

Για παράδειγμα, η μελέτη της επί-
δρασης του καταλύτη στην αντίδρα-
ση:



οδηγεί στο παρακάτω σχήμα:

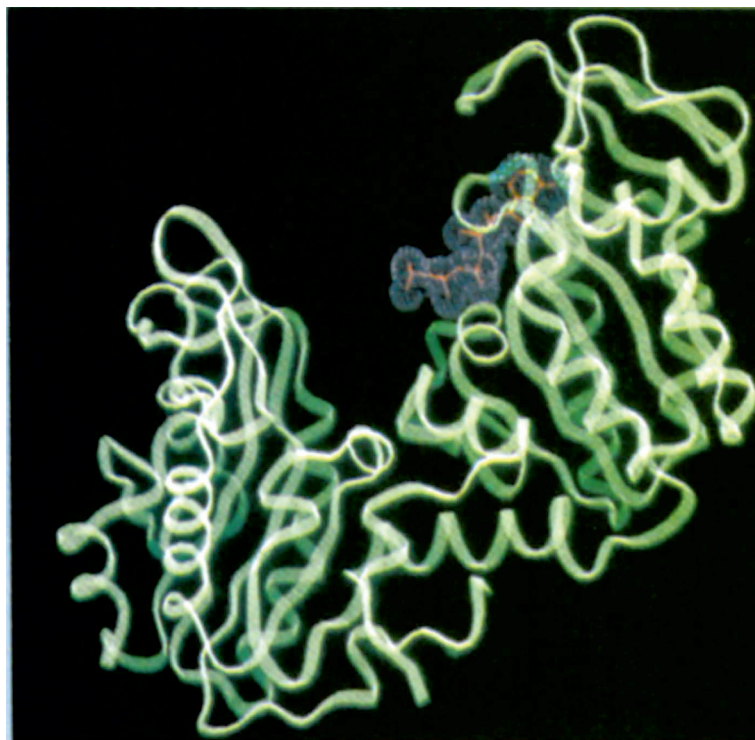


ΣΧΗΜΑ 3.12 Επίδραση καταλύτη (Cu) στην αντίδραση

$$\text{Zn(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$$

Τέλος, να παρατηρήσουμε, ότι η πειραματική μελέτη της επίδρασης της συγκέντρωσης των αντιδρώντων στην ταχύτητα οδηγεί στον προσδιορισμό της τάξης της αντίδρασης και έτσι ανοίγει ο δρόμος για τη διερεύνηση του μηχανισμού της αντίδρασης.

Γνωρίζεις ότι...



Απεικόνιση μέσω υπολογιστή της δομής ενός ενζύμου του οποίου παρουσιάζεται η ανθρακική αλυσίδα σαν πράσινη κορδέλα, ενώ η ενεργή μορφή του υποστρώματος παρουσιάζεται με το ιώδες χρώμα.

Η παρουσία ενζύμων στον οργανισμό μας-επιπτώσεις από την απουσία ορισμένων-δηλητήρια

Είναι γνωστό ότι ο ανθρώπινος οργανισμός συντηρεί ένα εξαιρετικά πολύπλοκο σύστημα αντιδράσεων. Οι αντιδράσεις αυτές πρέπει να γίνονται σε αυστηρά καθορισμένα όρια ταχύτητας, ώστε να διατηρηθεί η ζωή. Το ρόλο αυτό, της ρύθμισης της ταχύτητας, αναλαμβάνουν τα ένζυμα. Ποια είναι όμως τα βασικά χαρακτηριστικά ενός ενζύμου;

- 1. Έχουν τις βασικές ιδιότητες ενός καταλύτη, δηλαδή επιταχύνουν την αντίδραση με ελάττωση της ενέργειας ενεργοποίησης.**

2. Τα ένζυμα είναι περισσότερο αποτελεσματικά από τους συνηθισμένους καταλύτες, επιταχύνοντας την αντίδραση 10^6 έως 10^8 φορές.

3. Τα περισσότερα ένζυμα είναι μεγαλομόρια πρωτεϊνικής φύσης με σχετικές μοριακές μάζες που κυμαίνονται μεταξύ 10.000 και ενός εκατομμυρίου.

4. Έχουν εξαιρετικά εκλεκτική δράση.

5. Η καταλυτική τους δράση επηρεάζεται από τη θερμοκρασία, συνήθως απενεργοποιούνται σε θερμοκρασίες πάνω από $50\text{ }^{\circ}\text{C}$.

6. Η δράση τους εξαρτάται από την τιμή του pH.

7. Η πλέον διαδεδομένη θεωρία που ερμηνεύει το μηχανισμό

δράσης ενός ενζύμου, απεικονίζεται στο παρακάτω σχήμα, και είναι γνωστή ως η θεωρία “κλειδί-κλειδαριά”. Το υπόστρωμα (substrate), δηλαδή η ουσία που καταλύεται ενώνεται με την ενεργό περιοχή του ενζύμου (active site), με διαμοριακούς δεσμούς Van der Waals. Το υπόστρωμα, δηλαδή, παίζει το ρόλο του κλειδιού και το ένζυμο της κλειδαριάς. Το υπόστρωμα ενεργοποιείται μόλις κολλήσει στο ένζυμο και έτσι η αντίδραση επιταχύνεται. Τα προϊόντα της αντίδρασης στη συνέχεια ξεκολλάνε από το ένζυμο και το φαινόμενο συνεχίζεται με άλλα μόρια υποστρώματος.

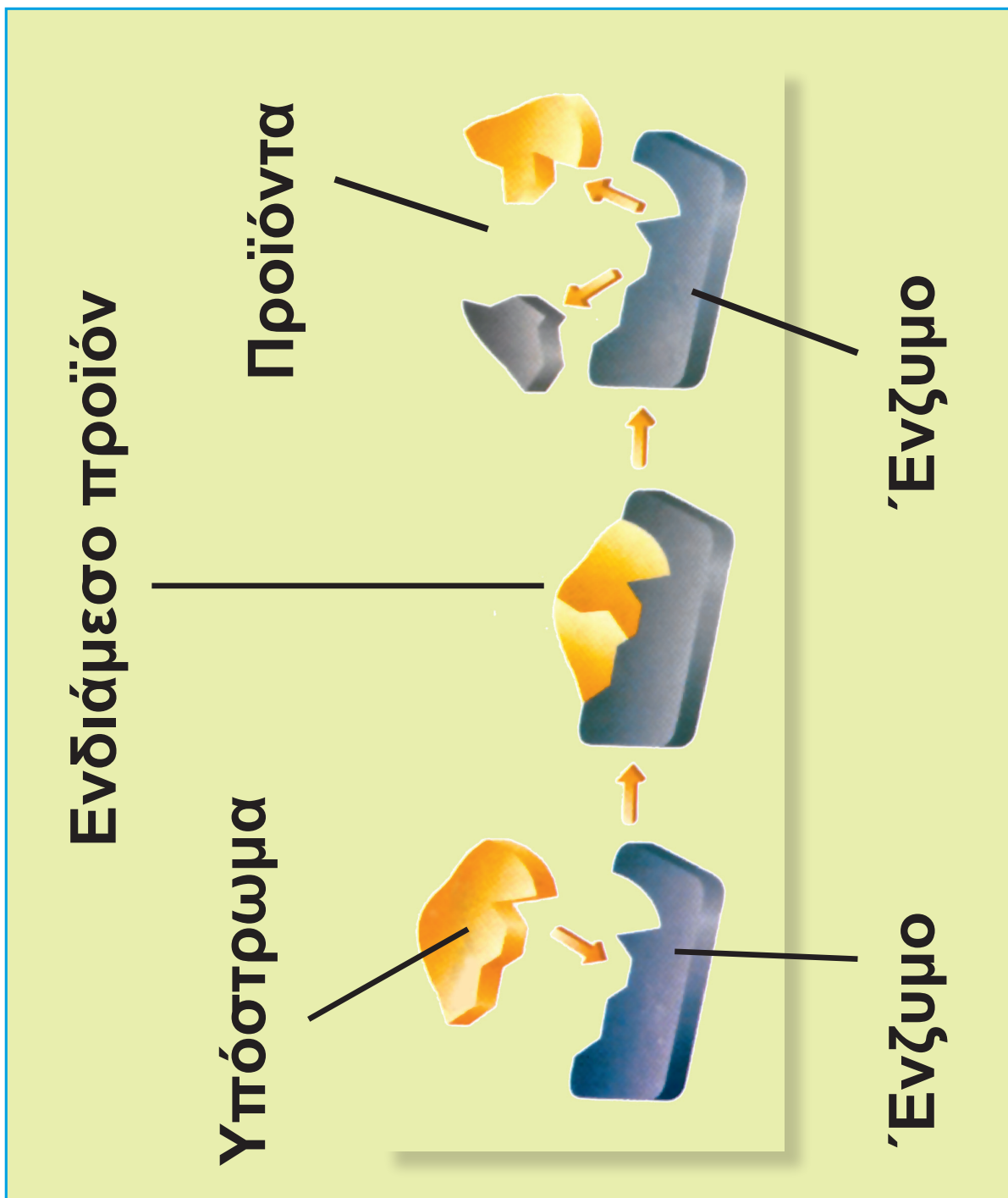
Ενδιάμεσο προϊόν

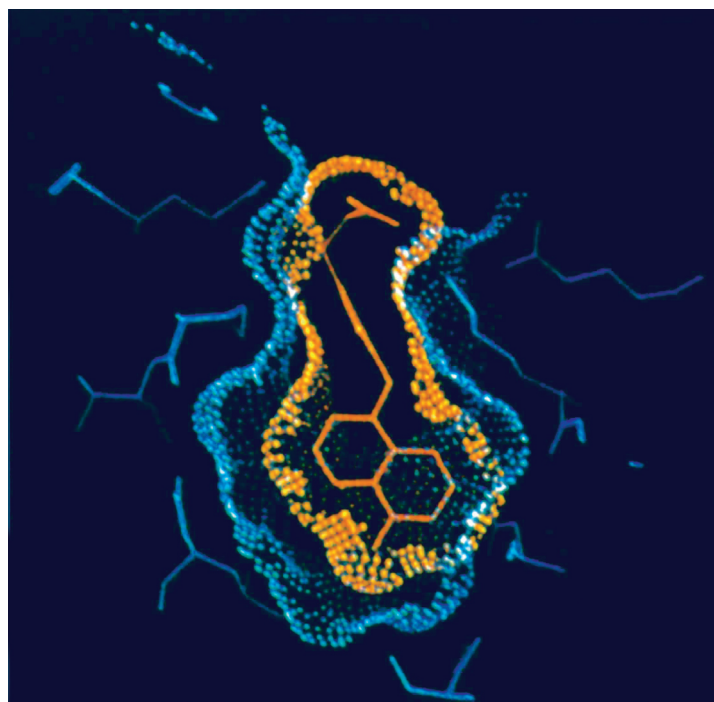
Υπόστρωμα

Προϊόντα

Ένζυμο

Ένζυμο





Η θεωρία «κλειδί-κλειδαριά» βρίσκει εφαρμογή στην περίπτωση ενός παραγώγου της θυροξίνης, που είναι ορμόνη του θυρεοειδούς (πορτοκαλί χρώμα), που ενώνεται με την ενεργή περιοχή της πρωτεΐνης πριαλβουμίνης (μπλε χρώμα). Κατ' αυτό τον τρόπο η θυροξίνη μεταφέρεται στο αίμα.

(απεικόνιση μέσω υπολογιστή)

Κατ' αυτό τον τρόπο καταλύονται πολλές από τις λειτουργίες του ανθρώπου, όπως η πέψη, η αναπνοή, η σύνθεση νέων κυττάρων κλπ. Χιλιάδες ενζύμων είναι γνωστά σήμερα και καθένα απ' αυτά επιτελεί μια συγκεκριμένη δράση.

Ένζυμα και ασθένειες

Ορισμένες ασθένειες προκαλούνται από την έλλειψη ή τη μεγάλη συγκέντρωση ορισμένων ενζύμων στον οργανισμό μας. Παράδειγμα φέρνουμε την περίπτωση της ασθένειας φαινολοκετονουρίας η οποία είναι μια ασθένεια που προκαλείται από

την έλλειψη του ενζύμου φαινυλαλανίνη υδροξυλάση (ένζυμο που καταλύει τη διάσπαση της φαινυλαλανίνης). Έτσι, το αμινοξύ φαινυλαλανίνη δεν μπορεί να οξειδωθεί και ένα μέρος του συσσωρεύεται στον εγκέφαλο, προκαλώντας διανοητική καθυστέρηση. Άλλο παράδειγμα είναι ο αλφισμός, ασθένεια που οφείλεται στην έλλειψη του ενζύμου τυροσινάση, που καταλύει το σχηματισμό χρωστικής των μαλλιών και των ματιών.

Ένζυμα και θεραπεία

Τα ένζυμα παίζουν σημαντικότατο ρόλο στη θεραπεία ορισμένων ασθενειών, όπως το ένζυμο θρομβίνη για την επούλωση

πληγών. Επίσης το ένζυμο λυσοζύμη, που βρίσκεται στα δάκρυα των ματιών μας, καταλύει τη διάσπαση ορισμένων βακτηριδίων. Άλλο παράδειγμα είναι το ένζυμο στρεπτοκινάση, που καταλύει τη διάσπαση θρόμβων και μπορεί να χρησιμοποιηθεί για την αντιμετώπιση καρδιοπαθειών.

Ένζυμα και δηλητηριάσεις

Η ενεργή δράση των ενζύμων καταστρέφεται από ορισμένες ουσίες που ενώνονται δεσμικά με τα ενεργά κέντρα των ενζύμων και τα απενεργοποιούν. Οι ουσίες αυτές ονομάζονται παρεμποδιστές ή αναστολείς. Πολλές ουσίες οφείλουν τη δηλητηριώδη δράση τους στο γεγονός

ότι δρουν σαν παρεμποδιστές της ενζυμικής δράσης. Αν μάλιστα λάβει κανείς υπ' όψιν του ότι τα ένζυμα βρίσκονται στον οργανισμό μας σε εξαιρετικά μικρές ποσότητες, αντιλαμβάνεται γιατί ορισμένα δηλητήρια προκαλούν το θάνατο ακόμα και σε ελάχιστες ποσότητες. Η φοβερή δηλητηριώδης δράση π.χ. του υδροκυανίου αποδίδεται στο γεγονός ότι απενεργοποιεί τη δράση ορισμένων ενζύμων, σχηματίζοντας σύμπλοκα με τα βαρέα μέταλλα των ενζύμων. Επίσης η δηλητηριώδης δράση ορισμένων τοξικών μεταλλικών ιόντων, όπως του μολύβδου και του υδραργύρου, πιστεύεται ότι οφείλεται στην απενεργοποίηση

που προκαλούν στα ενεργά κέντρα ενζύμων.

Ανακεφαλαίωση

- 1.** Η χημική κινητική μελετά την ταχύτητα, τους παράγοντες που την επηρεάζουν και τους μηχανισμούς των αντιδράσεων.
- 2.** Σύμφωνα με τη θεωρία των συγκρούσεων για να αντιδράσουν δύο μόρια πρέπει να συγκρουστούν αποτελεσματικά. Η ελάχιστη τιμή ενέργειας που απαιτείται να έχουν τα μόρια για να συγκρουστούν αποτελεσματικά ονομάζεται ενέργεια ενεργοποίησης, E_a .
- 3.** Ταχύτητα αντίδρασης, $υ$, είναι η μεταβολή της συγκέντρωσης ενός από τα αντιδρώντα ή τα προϊόντα, Δc , στην αντίστοιχη μεταβολή του χρόνου, Δt .

Δηλαδή,

$$u = \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

- 4.** Οι παράγοντες που επηρεάζουν την ταχύτητα αντίδρασης είναι: α. επιφάνεια επαφής των στερεών, β. η συγκέντρωση των αντιδρώντων, γ. η θερμοκρασία, δ. η πίεση (εφόσον ένα τουλάχιστον από τα αντιδρώντα είναι αέριο), ε. οι ακτινοβολίες, στ. οι καταλύτες.
- 5.** Ο καταλύτης αυξάνει την ταχύτητα της αντίδρασης, γιατί δημιουργεί μια νέα πορεία, που έχει μικρότερη ενέργεια ενεργοποίησης.

6. Η ταχύτητα μιας αντίδρασης της γενικής μορφής:



δίνεται από τη σχέση

$$v = k[A]^x[B]^\psi[\Gamma]^\omega, \text{ όπου } x, \psi, \omega$$

αριθμοί που προσδιορίζονται πειραματικά.

7. Στην ειδική περίπτωση όπου $x = \alpha$, $\psi = \beta$ και $\omega = \gamma$ η αντίδραση χαρακτηρίζεται απλή, σε κάθε άλλη περίπτωση η αντίδραση είναι πολύπλοκη και κρύβει ενδιάμεσα στάδια.

8. Τάξη αντίδρασης ονομάζεται το άθροισμα $x + \psi + \omega$.

9. Η σταθερά k ονομάζεται σταθερά ταχύτητας και ισούται αριθμητικά με την ταχύτητα της αντίδρασης όταν οι συγκεντρώσεις καθενός από τα αντιδρώντα είναι 1 mol L^{-1} .

Λέξεις - κλειδιά

Στοιχειώδεις αντιδράσεις

Μηχανισμός αντίδρασης

Θεωρία συγκρούσεων

Ενέργεια ενεργοποίησης

Ενεργοποιημένο σύμπλοκο

Ταχύτητα αντίδρασης

Καμπύλη αντίδρασης

Παράγοντες που επηρεάζουν την ταχύτητα

Καταλύτες
Αυτοκατάλυση
Ένζυμα
Νόμος ταχύτητας
Σταθερά ταχύτητας
Τάξη αντίδρασης



Ερωτήσεις - Ασκήσεις - Προβλήματα

Ερωτήσεις επανάληψης

- 1.** Με τι ασχολείται η χημική κινητική;
- 2.** Τι λέγεται ενέργεια ενεργοποίησης;
- 3.** Τι είναι ενεργοποιημένο σύμπλοκο;
- 4.** Πώς ορίζεται η μέση ταχύτητα μιας αντίδρασης;
- 5.** Πώς ορίζεται η στιγμιαία ταχύτητα μιας αντίδρασης;
- 6.** Τι είναι καμπύλη αντίδρασης;

- 7.** Ποιοι παράγοντες επηρεάζουν την ταχύτητα μιας αντίδρασης;
- 8.** Πώς μεταβάλλεται η ταχύτητα μιας αντίδρασης αν αυξηθούν οι συγκεντρώσεις των αντιδρώντων;
- 9.** Σε ποιες αντιδράσεις η μεταβολή της πίεσης επηρεάζει την ταχύτητα αντίδρασης;
- 10.** Πώς επιδρά η αύξηση της επιφάνειας στερεού αντιδρώντος στην ταχύτητα της αντίδρασης;
- 11.** Όταν αυξάνεται η θερμοκρασία των αντιδρώντων τι μεταβολή παρατηρείται στην ταχύτητα της αντίδρασης;
- 12.** Τι ονομάζεται καταλύτης;

- 13.** Τι ονομάζεται ομογενής κατάλυση και τι ετερογενής κατάλυση; Αναφέρατε ένα παράδειγμα σε κάθε περίπτωση.
- 14.** Τι ονομάζεται αυτοκατάλυση; Δώστε ένα παράδειγμα.
- 15.** Τι είναι ένζυμα ή βιοκαταλύτες και ποια είναι τα ιδιαίτερα χαρακτηριστικά των ενζύμων σε σχέση με τους άλλους καταλύτες;
- 16.** Ποιες είναι οι σημαντικότερες θεωρίες κατάλυσης;
- 17.** Ποιος είναι ο νόμος της ταχύτητας;
- 18.** Τι είναι σταθερά ταχύτητας;

- 19.** Τι είναι απλή αντίδραση και τι πολύπλοκη;
- 20.** Τι είναι τάξη μιας αντίδρασης;
- 21.** Τι είναι μηχανισμός αντίδρασης και ποιο στάδιο αυτής καθορίζει το νόμο της ταχύτητας;

Ασκήσεις - Προβλήματα

α. Ταχύτητα Αντίδρασης

22. Πώς ορίζεται η ταχύτητα της αντίδρασης



$$\text{mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

23. Με τι μονάδες μετράμε συνήθως την ταχύτητα αντίδρασης;

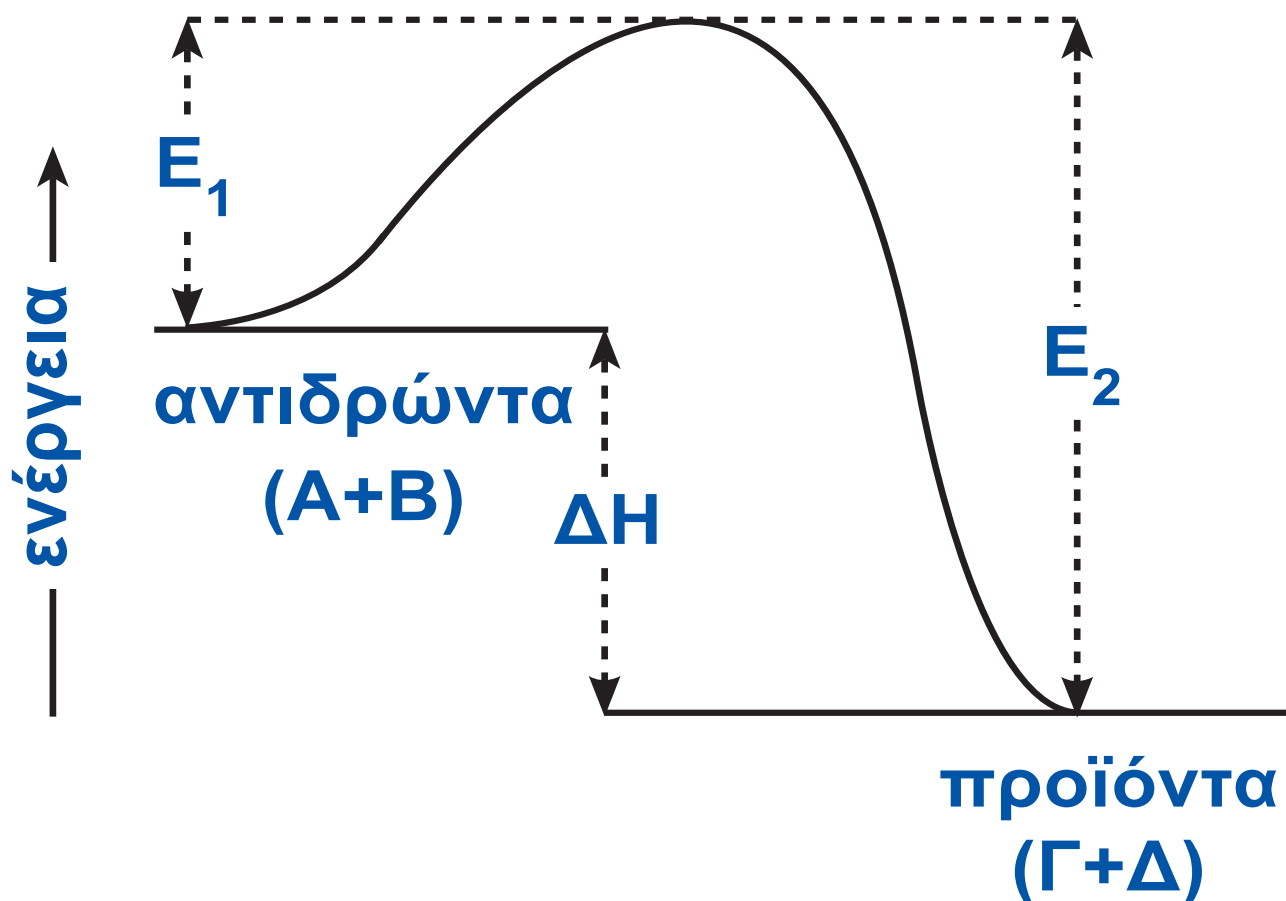
24. Τι ονομάζεται μηχανισμός αντίδρασης;

25. Το ακόλουθο σχήμα δείχνει τη μεταβολή στην ενέργεια αντιδρώντων και προϊόντων για την εξώθερμη αντίδραση:



Ποια είναι η ενέργεια ενεργοποίησης αυτής της αντίδρασης και ποια της αντίστροφης αντίδρασης $\Gamma + \Delta \rightarrow A + B$;

Ενεργοποιημένο σύμπλοκο (AB*)



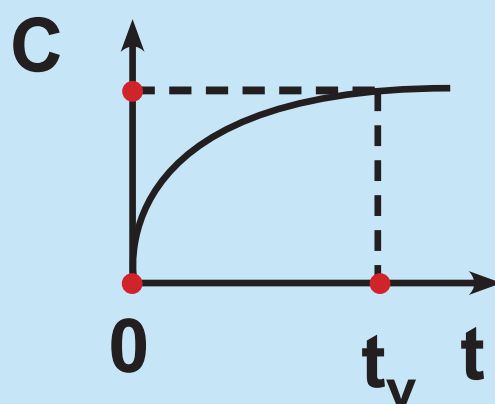
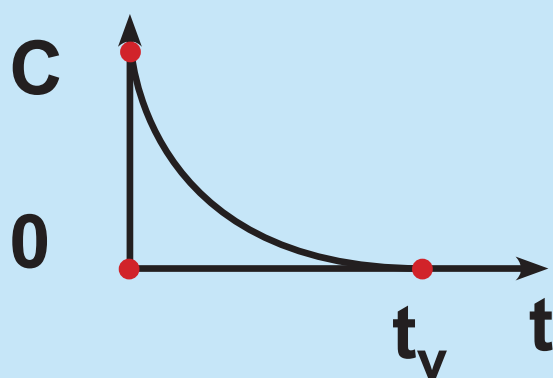
- 26.** Να συμπληρωθούν τα κενά στις προτάσεις:
- (α) Η καμπύλη της αντίδρασης δείχνει πως
.....η συγκέντρωση ενός από τα ή
σε συνάρτηση με το

του χρόνου.

(β) Το ενδιάμεσο προϊόν της σύγκρουσης των αντιδρώντων μορίων την ενέργεια ενεργοποίησης και ονομάζεται σύμπλοκο.

(γ) Η ταχύτητα σχηματισμού (ρυθμός μεταβολής συγκέντρωσης) του HI στην αντίδραση $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$ είναι από την ταχύτητα (ρυθμό) κατανάλωσης του H_2 και αυτή είναι με την ταχύτητα (ρυθμό) κατανάλωσης του I_2 .

- * 27.** Δίνονται οι καμπύλες μεταβολής (δεξιά) των συγκεντρώσεων των συστατικών της χημικής αντίδρασης $A \rightarrow B$ συναρτήσει του χρόνου.
- (i) Ποια καμπύλη αντιστοιχεί σε κάθε συστατικό της αντίδρασης; Ποια θα είναι η ταχύτητα της αντίδρασης μετά τη χρονική στιγμή t_v ; Να αιτιολογήσετε τις απαντήσεις σας.
- (ii) Σε διάγραμμα $c - t$ να σχεδιαστούν ποιοτικά (χωρίς τη χρήση αριθμητικών δεδομένων) οι καμπύλες αντίδρασης για το αντιδρών συστατικό της αντίδρασης $A \rightarrow B$ όταν αυτή πραγματοποιείται σε θερμοκρασίες T_1 και T_2 , όπου $T_1 < T_2$. Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.



i. $u = 0$

28. Πώς ορίζεται η στιγμιαία ταχύτητα της ομογενούς αντίδρασης;
 $2A(g) + 3B(g) \rightarrow \Gamma(g) + 4\Delta(g)$

*** 29.** Δίνεται η μονόδρομη αντίδραση



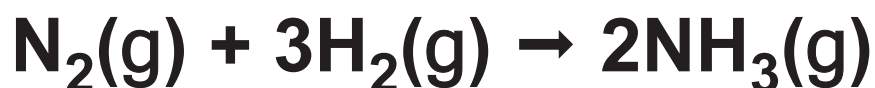
Στην αρχή έχουμε ισομοριακές ποσότητες A και B και η αντίδραση λαμβάνει χώρα σε δοχείο σταθερού όγκου και σε σταθερή θερμοκρασία. Ποιες από τις επόμενες προτάσεις είναι σωστές (σημειώστε Σ) και ποιες είναι λανθασμένες (σημειώστε Λ);

- (α) Η συγκέντρωση του B αυξάνεται καθόλη τη διάρκεια της αντίδρασης.
- (β) Η συγκέντρωση του Γ αυξάνεται καθόλη τη διάρκεια της αντίδρασης.
- (γ) Στο τέλος της αντίδρασης η συγκέντρωση του A μηδενίζεται.

(δ) Στο τέλος της αντίδρασης η συγκέντρωση του B μηδενίζεται.

(ε) Κατά τη διάρκεια της αντίδρασης η πίεση παραμένει σταθερή.

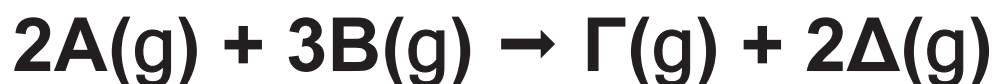
30. Κατά τη διάρκεια της αντίδρασης:



ο ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσης του N_2 είναι u_1 και ο ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσης της NH_3 είναι u_2 . Ο λόγος $u_1:u_2$ είναι ίσος με:

(α) 1 (β) 2 (γ) 3 (δ) $\frac{1}{2}$

31. Για την αντίδραση:



ποιος από τους παρακάτω λόγους δεν εκφράζει την ταχύτητα της αντίδρασης:

$$(\alpha) -\frac{d[A]}{2dt} \quad (\beta) -\frac{d[B]}{3dt}$$

$$(\gamma) \frac{d[\Gamma]}{dt} \quad (\delta) \frac{d[\Delta]}{dt}$$

32. Σε δοχείο όγκου 2 L εισάγουμε 0,8 mol αερίου A και 0,3 mol αερίου B, που αντιδρούν σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:



Μετά από 2 s υπάρχουν στο δοχείο 0,6 mol A. Ποια είναι

η μέση ταχύτητα της αντίδρασης για τα δύο πρώτα δευτερόλεπτα;

$$0,05 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

33. Σε δοχείο όγκου 1 L εισάγονται 0,6 mol αερίου A και 2 mol αερίου B, που αντιδρούν σύμφωνα με τη χημική εξίσωση



Μετά από 10 s περισσεύουν 0,4 mol A. Να υπολογιστεί η μέση ταχύτητα της αντίδρασης για τα πρώτα 10 s.

$$0,02 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

β. Παράγοντες που επηρεάζουν την ταχύτητα αντίδρασης - Νόμος ταχύτητας

34. Η αύξηση της θερμοκρασίας αυξάνει την ταχύτητα της αντίδρασης επειδή:

(α) η συχνότητα των συγκρούσεων των μορίων μεγαλώνει

(β) οι συγκρούσεις των μορίων είναι πιο βίαιες

(γ) μεγαλύτερο ποσοστό μορίων έχει την ελάχιστη ενέργεια, ώστε να δώσει αποτελεσματικές συγκρούσεις

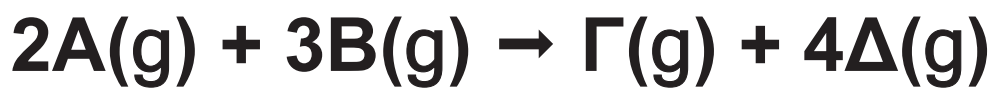
(δ) οι δεσμοί των μορίων χαλαρώνουν

35. Αύξηση της θερμοκρασίας κατά 10°C θεωρούμε ότι διπλασιάζει την ταχύτητα της αντίδρασης:



Αν σε θερμοκρασία $40\text{ }^{\circ}\text{C}$ η αρχική ταχύτητα είναι u , σε θερμοκρασία $80\text{ }^{\circ}\text{C}$ και για σταθερή συγκέντρωση του A η ταχύτητα θα είναι:
(α) $8u$ (β) $16u$ (γ) $4u$ (δ) $80u$

36. Για την αντίδραση:



ο νόμος της ταχύτητας είναι:

$$u = k[A][B]$$

(α) Ποια είναι η τάξη της αντίδρασης;

(β) Η αντίδραση είναι απλή ή πολύπλοκη;

α. 2, β. πολύπλοκη

37. Με τι μονάδες μετράμε τη σταθερά ταχύτητας μιας αντίδρασης 1ης τάξεως και με τι μιας αντίδρασης 2ης τάξης;

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

38. Να συμπληρωθούν τα κενά των προτάσεων:

(α) Η αύξηση της επιφάνειας επαφής του στερεού προκαλεί της ταχύτητας γιατί στην περίπτωση αυτή ο αριθμός των συγκρούσεων των αντιδρώντων.

(β) Η μεταβολή της πίεσης επηρεάζει την ταχύτητα της αντίδρασης μόνο στην περίπτωση κατά την οποία μεταξύ

των αντιδρώντων υπάρχει
..... Αυτό συμβαίνει
επειδή στα αέρια η μεταβολή
της πίεσης μεταβάλλει ανάλογα
τη

(γ) Η κατάλυση χαρακτηρίζεται
..... όταν σε άλλη
φάση βρίσκονται τα αντιδρώντα
σώματα και σε άλλη ο

(δ) Τα ένζυμα έχουν
..... δράση, δηλαδή
ένα ένζυμο για

39. Ποια από τις παρακάτω προτάσεις εξηγεί σωστά τη δράση ενός καταλύτη;

(α) Αυξάνει την απόδοση της αντίδρασης

(β) Αυξάνει την κινητική ενέργεια των μορίων των αντιδρώντων

(γ) Δίνει έναν άλλο μηχανισμό στην αντίδραση

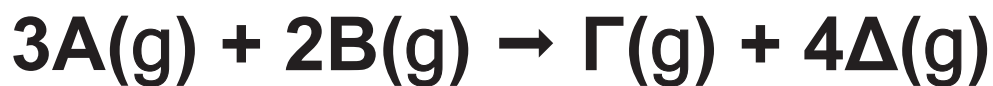
(δ) Παρεμποδίζει την αμφίδρομη αντίδραση

***40.** Να εξηγήσετε αν ισχύουν ή όχι οι ακόλουθες προτάσεις. Να αναφέρετε σχετικό παράδειγμα, όπου το κρίνετε

σκόπιμο.

(α) Η αύξηση της θερμοκρασίας αυξάνει την ταχύτητα μόνο των ενδόθερμων αντιδράσεων.

(β) Η αντίδραση



είναι 5ης τάξης.

(γ) Η απλή αντίδραση



είναι 3ης τάξης.

(δ) Οι μονάδες της σταθεράς ταχύτητας k για όλες τις αντιδράσεις είναι: $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$.

(ε) Επειδή η αύξηση της θερμοκρασίας κατά $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ διπλασιάζει την ταχύτητα, είναι φανερό ότι η αύξηση της θερμοκρασίας κατά $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ θα εικοσαπλασιάζει την ταχύτητα.

41. Για την απλή αντίδραση
 $2A(g) + B(g) \rightarrow \Gamma(g)$, η ταχύτητα
σχηματισμού του Γ δίνεται από
τη σχέση:

(α) $v = k[A][B]$

(β) $v = k[A]^2$

(γ) $v = k[A]^2[B]$

(δ) $v = k \frac{[\Gamma]}{[A]^2 [B]}$

42. Να εξηγήσετε αν ισχύουν ή όχι
οι ακόλουθες προτάσεις.

(α) Η ταχύτητα μιας αντίδρασης
αυξάνεται με την πάροδο του
χρόνου.

(β) Η αύξηση της θερμοκρασίας
αυξάνει την ταχύτητα και στις
εξώθερμες και στις ενδόθερμες
αντιδράσεις.

(γ) Σκόνη ψευδαργύρου που ζυγίζει 20 g αντιδρά με περίσσεια διαλύματος HCl ταχύτερα από ό,τι σύρμα ψευδαργύρου που ζυγίζει 20 g.

43. Η αντίδραση $2A(g) + B(g) \rightarrow \Gamma(g)$ πραγματοποιείται σε ένα στάδιο. Βάζουμε 3 mol του A και 2 mol του B σε δοχείο 1 L. Όταν η ποσότητα του Γ γίνει 1 mol, η ταχύτητα σχηματισμού του Γ u_2 σε σχέση με την αντίστοιχη αρχική ταχύτητα u_1 θα είναι:

$$(\alpha) u_2 = \frac{1}{18} u_1$$

$$(\beta) u_2 = \frac{1}{12} u_1$$

$$(\gamma) u_2 = \frac{1}{9} u_1$$

$$(\delta) u_2 = 18u_1$$

44. Δίνεται η απλή αντίδραση
 $A(g) + 2B(g) \rightarrow 2\Gamma(g)$. Εξηγήστε ποιες από τις παρακάτω προτάσεις είναι σωστές και ποιες λανθασμένες;

(α) Η αντίδραση είναι τρίτης τάξης.

(β) Αυξάνουμε τη θερμοκρασία, οπότε η ταχύτητα της αντίδρασης ελαττώνεται.

(γ) Διπλασιάζεται ο όγκος του δοχείου, οπότε η ταχύτητα γίνεται οκτώ φορές μικρότερη. (δ) Η σταθερά ταχύτητας k έχει μονάδες $\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$.

- * **45.** Σε δοχείου όγκου $V = 4 \text{ L}$ βάζουμε 6 mol αερίου A και 4 mol αερίου B , οπότε πραγματοποιείται η απλή αντίδραση:



(α) Ποιος είναι ο νόμος της ταχύτητας;

(β) Αν η σταθερά ταχύτητας

είναι $k = 10 \text{ M}^{-2} \text{ min}^{-1}$, ποια είναι η αρχική ταχύτητα της αντίδρασης ($t = 0$);

(γ) Μετά χρόνο t βρέθηκαν στο δοχείο $4,5 \text{ mol}$ A . Ποια είναι η ταχύτητα της αντίδρασης τη χρονική στιγμή t ;

$$\beta. 15 \text{ M} \cdot \text{min}^{-1}$$

$$\gamma. 45/64 \text{ M} \cdot \text{min}^{-1}$$

***46.** Σε δοχείο όγκου 1 L υπάρχουν 0,6 mol αερίου A_2 και 0,8 mol αερίου B_2 . Μετά την πάροδο 2 min βρέθηκε ότι παράγονται 0,8 mol AB. Να βρεθεί η αρχική ταχύτητα της απλής αντίδρασης:



και η ταχύτητά της στο τέλος του δεύτερου λεπτού. Δίνεται η σταθερά ταχύτητας, $k = 10^{-3} \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$.

$$v_{\text{αρχ}} = 4,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

$$v_2 = 0,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

***47.** Σε ορισμένη θερμοκρασία, βρέθηκαν τα παρακάτω πειραματικά δεδομένα για την αντίδραση:



Πείραμα	$C_A \text{ αρχ} / \text{mol L}^{-1}$	$C_B \text{ αρχ} / \text{mol L}^{-1}$	$U_A \text{ αρχ} / \text{mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$
1	0,1	0,1	$2 \cdot 10^{-2}$
2	0,1	0,2	$4 \cdot 10^{-2}$
3	0,4	0,1	$8 \cdot 10^{-2}$
4	0,4	0,05	$4 \cdot 10^{-2}$

- (α) Ποιος είναι ο νόμος της ταχύτητας;
- (β) Ποια είναι η τάξη της αντίδρασης;
- (γ) Ποια είναι η σταθερά ταχύτητας της αντίδρασης;

$$(α) \nu = k[A][B], (β) 2,$$

$$(γ) k = 2 \text{ mol}^{-1} \text{ L min}^{-1}$$

- * **48.** Για την αντίδραση:
 $\alpha A + \beta B + \gamma \Gamma \rightarrow \text{προϊόντα},$
βρέθηκαν πειραματικά τα εξής αποτελέσματα:

Πείρα- μα	$C_A/\text{mol L}^{-1}$	$C_B/\text{mol L}^{-1}$	$C_T/\text{mol L}^{-1}$	$U/\text{mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$
1	0,1	0,1	0,1	$3 \cdot 10^{-4}$
2	0,3	0,2	0,1	$18 \cdot 10^{-4}$
3	0,3	0,1	0,1	$9 \cdot 10^{-4}$
4	0,3	0,2	0,2	$36 \cdot 10^{-4}$

- (α) Ποιος είναι ο νόμος της ταχύτητας της αντίδρασης;
(β) Ποια είναι η σταθερά ταχύτητας της αντίδρασης;

$$(α) υ = k[A][B][Γ],$$

$$(β) k = 0,3 \text{ mol}^{-2} \text{ L}^2 \text{ s}^{-1}$$

49. Από πειράματα διαπιστώθηκε ότι η ταχύτητα της αντίδρασης:



ακολουθεί το νόμο $υ = k[A][B]^2$.
Να εξηγήσετε αυτή την πειραματική διαπίστωση και δώστε έναν πιθανό μηχανισμό για την αντίδραση.

- * **50.** Για την αντίδραση: $2\text{NO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NOCl}(\text{g})$
βρίσκουμε ότι διπλασιάζοντας τη συγκέντρωση του NO και του Cl_2 , η ταχύτητα οκταπλασιάζεται, ενώ αν διπλασιάσουμε μόνο τη συγκέντρωση του Cl_2 , η ταχύτητα απλώς διπλασιάζεται. Ποια είναι η τάξη της αντίδρασης;

3ης τάξης

- * **51.** Για την αντίδραση:
 $2\text{H}_2(\text{g}) + 2\text{NO}(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g})$ που γίνεται σε σταθερή θερμοκρασία, λαμβάνονται τα παρακάτω δεδομένα:

143 / 95 - 96

Πείραμα	C_{NO} αρχ /mol L ⁻¹	C_{H_2} αρχ /mol L ⁻¹	$U_{αρχ}$ /mol L ⁻¹ s ⁻¹
1	0,70	0,39	0,19
2	1,40	0,39	0,76
3	1,40	0,78	1,52

144 / 96

- (α) Ποιος είναι ο νόμος της ταχύτητας της αντίδρασης;
- (β) Ποια είναι η τάξη της αντίδρασης;
- (γ) Να εξηγήσετε γιατί η τάξη της αντίδρασης δεν μπορεί να υπολογιστεί με βάση τη στοι-

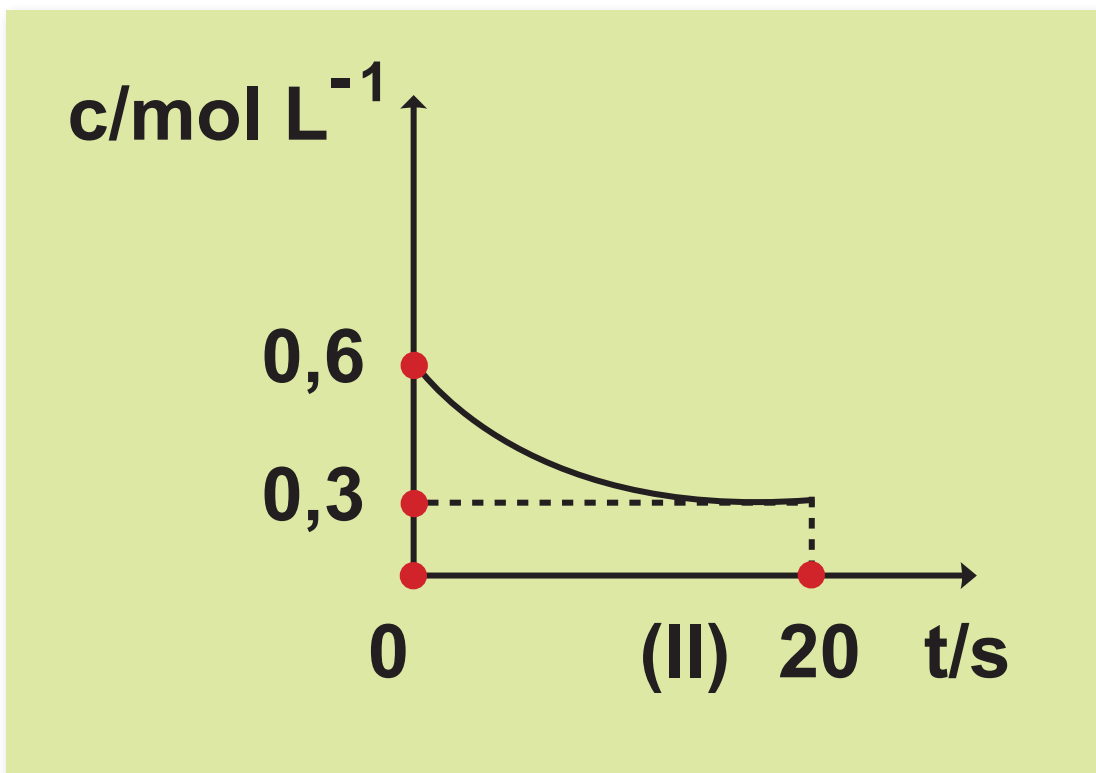
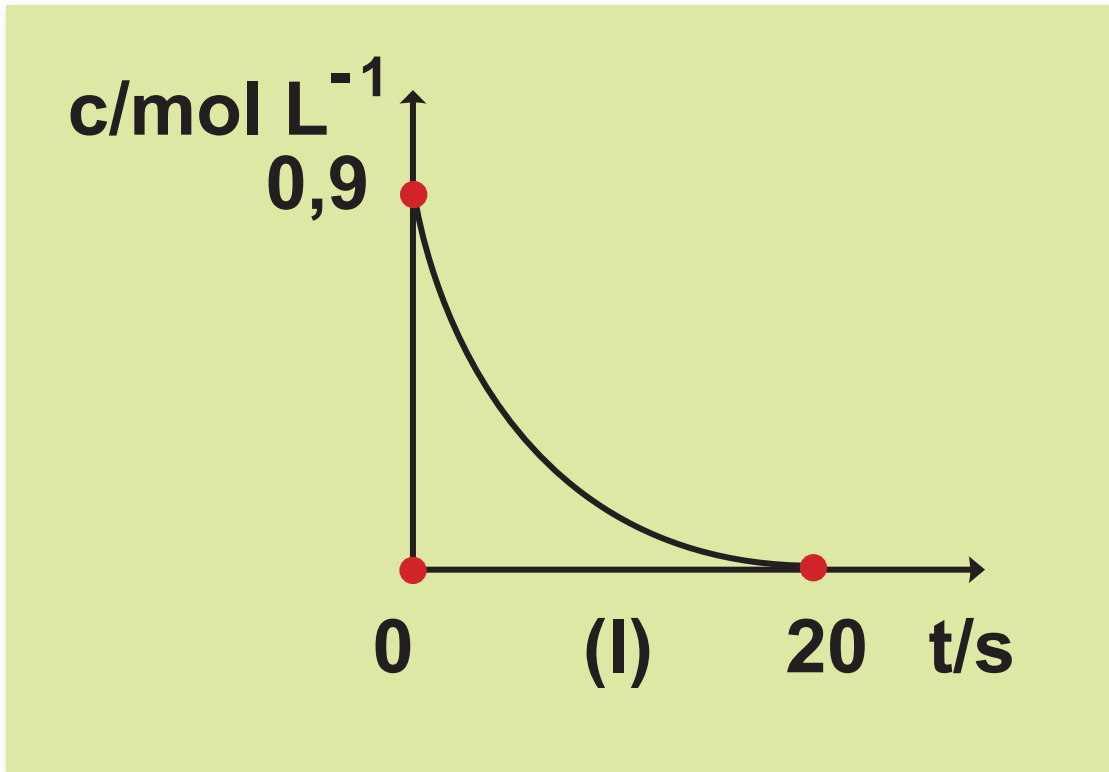
χειομετρία της παραπάνω
εξίσωσης.

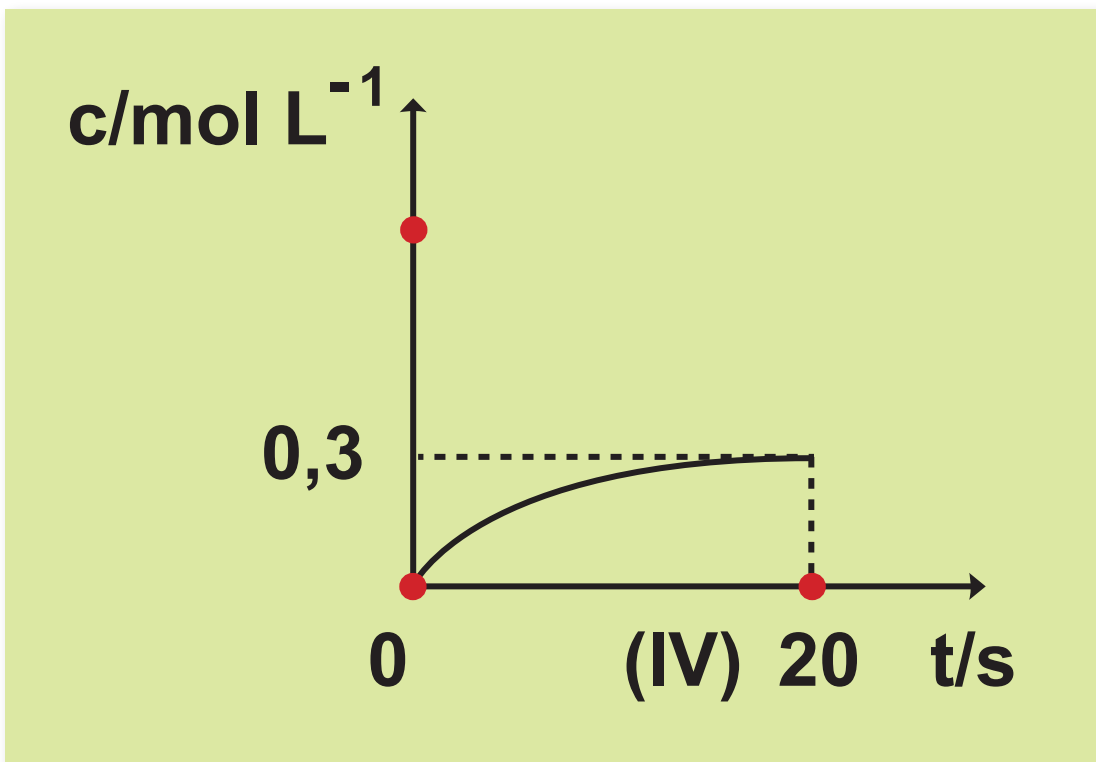
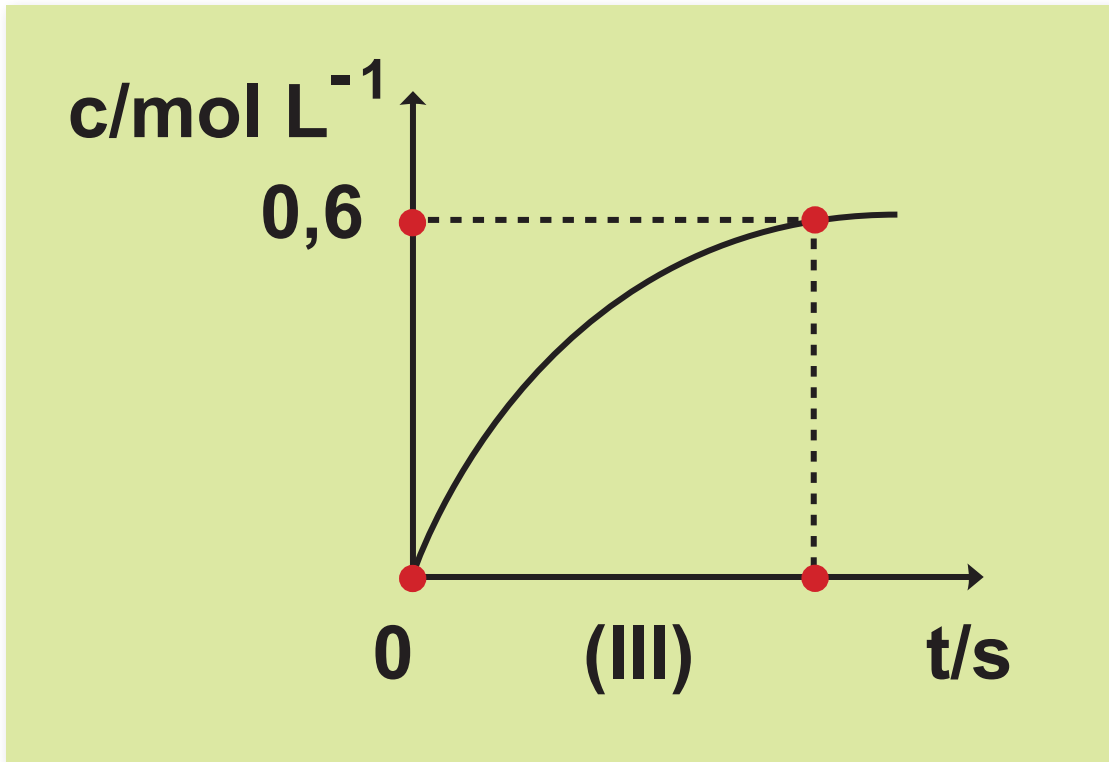
$$(\alpha) \nu = k [\text{NO}]^2 [\text{H}_2]$$

$$(\beta) 3$$

Γενικά Προβλήματα

**** 52.** Οι γραφικές παραστάσεις των συγκεντρώσεων των ουσιών που συμμετέχουν στην αντίδραση: $\text{A}(\text{g}) + 3\text{B}(\text{g}) \rightarrow 2\text{C}(\text{g}) + \text{D}(\text{g})$ σε συνάρτηση με το χρόνο, φαίνονται στα παρακάτω τέσσερα (I έως IV) διαγράμματα.





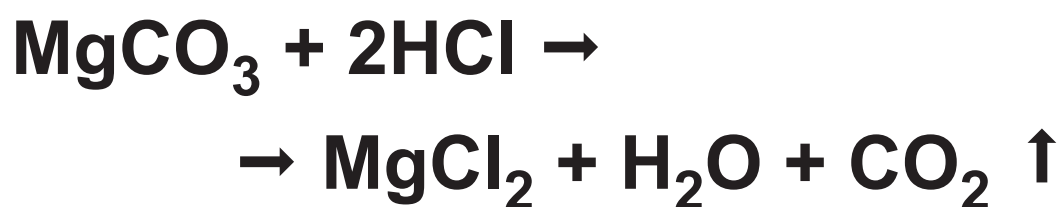
(α) Ποια από τις καμπύλες αυτές αντιστοιχεί στην ουσία Α, ποια στη Β, ποια στη Γ και ποια στη Δ;
(β) Να υπολογίσετε τις συγκεντρώσεις όλων των σωμάτων μετά το τέλος της αντίδρασης.
(γ) Ποια είναι η μέση ταχύτητα της αντίδρασης για τα πρώτα 20 s;
(δ) Ποιος είναι ο ρυθμός μεταβολής της συγκέντρωσης κάθε ουσίας Α, Β, Γ και Δ στα πρώτα 20s;
(ε) Ποια είναι η ταχύτητα της αντίδρασης τη χρονική στιγμή $t = 20 \text{ s}$;

(β) 0,3 M - 0 M - 0,6 M - 0,3 M

(γ) $0,015 \text{ M s}^{-1}$

(δ) Γ: $0,045 \text{ M s}^{-1}$ (ε) 0 M s^{-1}

**** 53.** Όταν περίσσεια σκόνης MgCO_3 προστεθεί σε 50 mL διαλύματος HCl 1 M λαμβάνει χώρα η μονόδρομη αντίδραση:



Να προβλέψετε την επίδραση που θα έχουν οι ακόλουθες μεταβολές (i-vi) (α) στην αρχική ταχύτητα και (β) στο συνολικό όγκο του CO_2 που θα σχηματιστεί.

Στο (α) ερώτημα απαντήστε: βραδύτερη - ταχύτερη - ίδια

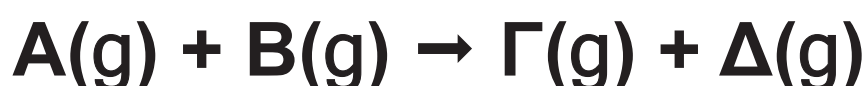
Στο (β) ερώτημα απαντήστε: μικρότερος - μεγαλύτερος - ίδιος

i. Ίδια ποσότητα MgCO_3 προστίθεται υπό τη μορφή μεγαλύτερων κόκκων σκόνης.

- ii. 1 g NaOH διαλύεται στο οξύ πριν προστεθεί το MgCO_3 .
- iii. 50 mL διαλύματος HCl 2 M χρησιμοποιούνται αντί 50 mL διαλύματος HCl 1 M.
- iv. 25 mL διαλύματος HCl 2 M χρησιμοποιούνται αντί 50 mL διαλύματος HCl 1M
- v. Ίσος όγκος νερού προστίθεται στο οξύ πριν από την προσθήκη του MgCO_3 .
- vi. 100 mL διαλύματος HCl 1 M χρησιμοποιούνται αντί 50 mL διαλύματος HCl 1 M.

- i. βραδύτερη - ίδιος
- ii. βραδύτερη - μικρότερος
- iii. ταχύτερη - μεγαλύτερος
- iv. ταχύτερη - ίδιος
- v. βραδύτερη - ίδιος
- vi. ίδια - μεγαλύτερος

**** 54.** Σε δοχείο όγκου 1 L εισάγουμε 6 mol αερίου A και 5 mol αερίου B, τα οποία αντιδρούν σύμφωνα με την αντίδραση:



Για τον προσδιορισμό της ταχύτητας αντίδρασης έγινε μια σειρά μετρήσεων, την οποία αναφέρουμε στον ακόλουθο πίνακα:

t/min	0	1	2	3	4
$c_{\Gamma}/\text{mol L}^{-1}$	0	3	4	4,5	4,7

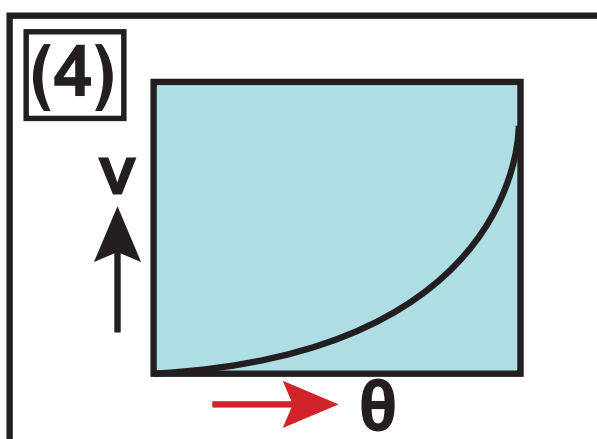
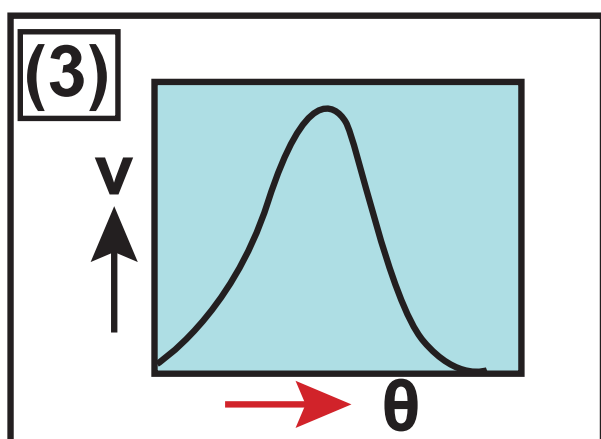
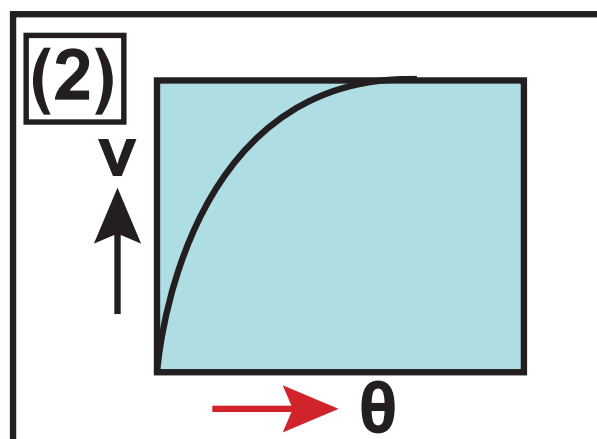
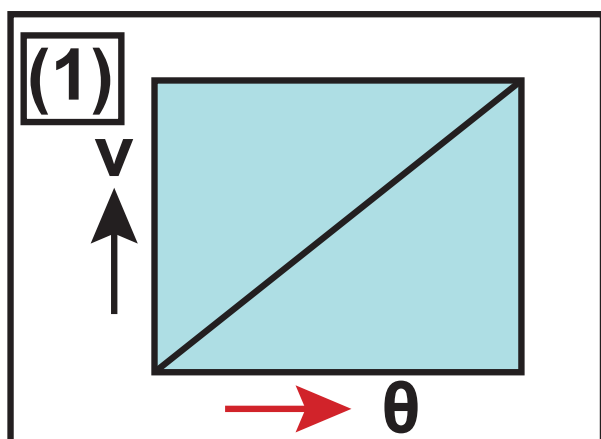
- (α) Να γίνει η γραφική παράσταση της σχέσης $c_{\Gamma} = f(t)$.
- (β) Να υπολογίσετε τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης για

- τα 2 πρώτα λεπτά.
- (γ) Να υπολογίσετε τη μέση ταχύτητα της αντίδρασης για το χρονικό διάστημα 1,5 min - 2,5 min.
- (δ) Να υπολογίσετε την ταχύτητα της αντίδρασης για τη χρονική στιγμή $t = 2 \text{ min}$.

(β) $2 \text{ mol L}^{-1} \text{ min}^{-1}$

(γ), (δ) Θα βρεθεί με τη γραφική παράσταση

55. Ποια από τις παρακάτω γραφικές παραστάσεις αντιπροσωπεύει την ταχύτητα μιας ενζυμικά καταλυόμενης αντίδρασης σε συνάρτηση με την αύξηση της θερμοκρασίας;



(α) (1) (β) (2) (γ) (3) (δ) (4)

56. Σε κλειστό δοχείο σταθερού όγκου 1 L εισάγουμε 3 mol NO και 1 mol Cl_2 , θερμαίνουμε στους 527°C , οπότε γίνεται η απλή μονόδρομη αντίδραση σε σταθερή θερμοκρασία:

$$2\text{NO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NOCl}(\text{g})$$

με αρχική ταχύτητα $1,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$$\text{L}^{-1} \text{s}^{-1}.$$

(α) Ποια είναι η σταθερά ταχύτητας της αντίδρασης;

(β) Ποια θα είναι η ταχύτητα της αντίδρασης, όταν περισσεύουν 0,4 mol Cl_2 ;

(γ) Ποια θα είναι η ταχύτητα της αντίδρασης όταν περισσεύει 1 mol NO ;

(δ) Ποια ήταν η αρχική ολική πίεση, ποια η πίεση τη στιγμή που περισσεύουν 0,4 mol Cl_2 και ποια τη στιγμή που περισσεύει 1 mol NO ;

$$(α) k = 2 \cdot 10^{-4} \text{ M}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$$

$$(β) v' = 2,6 \cdot 10^{-4} \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$$

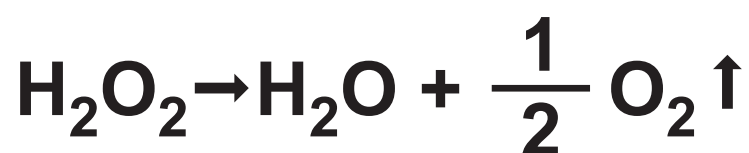
$$(γ) 0$$

$$(δ) 262,4 \text{ atm}, 223,04 \text{ atm}, \\ 196,8 \text{ atm}$$

Δραστηριότητα

Ένζυμα - Βιολογικοί Καταλύτες

Η πατάτα, πέρα από το άμυλο, περιέχει και ένα ένζυμο γνωστό με το όνομα καταλάση. Αυτό έχει πλην των άλλων και την ικανότητα να καταλύει τη διάσπαση του υπεροξειδίου του υδρογόνου σε νερό και οξυγόνο.



Τη δράση του ενζύμου αυτού αλλά και τις επιδράσεις διαφόρων παραγόντων όπως της θερμοκρασίας πάνω στην ταχύτητα της αντίδρασης αυτής μπορείτε να τη διαπιστώσετε με το παρακάτω απλό πείραμα.

Προμηθευτείτε από το φαρμακείο ένα μπουκάλι με διάλυμα υπεροξειδίου του υδρογόνου (οξυζενέ

κοινώς...)). Τα διαλύματα αυτά είναι συνήθως 3% w/v σε H₂O. Μεταφέρετε περίπου 50 mL από το οξυζενέ σε ένα καθαρό ποτήρι. Κόψτε μια φέτα από φρέσκια πλυμένη πατάτα και ρίξτε τη στο διάλυμα. Αυτή όντας ελαφρότερη θα επιπλέει.

Παρατηρήστε ότι σχεδόν αμέσως γύρω από την πατάτα θα σχηματισθούν πολλές φυσαλίδες από αέριο (O₂), ένδειξη ότι η παραπάνω αντίδραση προχωρά γρήγορα. Το υπόλοιπο διάλυμα παραμένει «ήρεμο», ένδειξη ότι εκεί η διάσπαση του H₂O₂ είναι πολύ αργή.

Να εκτιμήσετε αν η έκλυση των φυσαλίδων γίνεται με σταθερό ρυθμό. Θερμάνετε το διάλυμα πριν και ρίξτε μετά την πατάτα. Παρατηρείτε κάποια διαφορά; Με την ίδια λογική

ψύξτε το διάλυμα στο ψυγείο και επαναλάβετε το πείραμα. Τι παρατηρείτε;

Ψήστε την πατάτα σε ένα φούρνο και μετά ρίξτε την στο διάλυμα. Παρατηρείτε κάτι το διαφορετικό; Πού οφείλεται αυτό;

Απαντήσεις στις ασκήσεις πολλαπλής επιλογής και σωστού-λάθους

29. α. Λ, β. Σ, γ. Λ, δ. Σ, ε. Σ

30. δ

31. δ

34. γ

35. β

39. γ

40. α. όχι, β. όχι, γ. ναι, δ. όχι,
ε. όχι

41. γ

42. α. όχι, β. ναι, γ. ναι

43. α

44. α. Σ, β. Λ, γ. Σ, δ. Λ

55. γ



ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ 3ου ΤΟΜΟΥ

3 ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

3.1 Γενικά για τη χημική
κινητική και τη χημική
αντίδραση - Ταχύτητα
αντίδρασης 14

3.2 Παράγοντες που επηρεάζουν
την ταχύτητα αντίδρασης.
Καταλύτες 43

3.3 Νόμος ταχύτητας -
Μηχανισμός αντίδρασης 77

3.4 Ένα πείραμα χημικής
κινητικής μελέτης 88

Γνωρίζεις ότι:

**«Η παρουσία ενζύμων
στον οργανισμό μας -
επιπτώσεις από την
απουσία ορισμένων -
δηλητήρια» 98**

Ανακεφαλαίωση- Λέξεις κλειδιά	109
Ερωτήσεις - Ασκήσεις - Προβλήματα	114







Βάσει του ν. 3966/2011 τα διδακτικά βιβλία του Δημοτικού, του Γυμνασίου, του Λυκείου, των ΕΠΑ.Λ. και των ΕΠΑ.Σ. τυπώνονται από το ΙΤΥΕ - ΔΙΟΦΑΝΤΟΣ και διανέμονται δωρεάν στα Δημόσια Σχολεία. Τα βιβλία μπορεί να διατίθενται προς πώληση, όταν φέρουν στη δεξιά κάτω γωνία του εμπροσθόφυλλου ένδειξη «ΔΙΑΤΙΘΕΤΑΙ ΜΕ ΤΙΜΗ ΠΩΛΗΣΗΣ». Κάθε αντίτυπο που διατίθεται προς πώληση και δεν φέρει την παραπάνω ένδειξη θεωρείται κλεψίτυπο και ο παραβάτης διώκεται σύμφωνα με τις διατάξεις του άρθρου 7 του νόμου 1129 της 15/21 Μαρτίου 1946 (ΦΕΚ 1946,108, Α').

Απαγορεύεται η αναπαραγωγή οποιουδήποτε τμήματος αυτού του βιβλίου, που καλύπτεται από δικαιώματα (copyright), ή η χρήση του σε οποιαδήποτε μορφή, χωρίς τη γραπτή άδεια του Υπουργείου Παιδείας, Έρευνας και Θρησκευμάτων / ΙΤΥΕ - ΔΙΟΦΑΝΤΟΣ.