

ΕΚΦΕ Δ' Δ/ΣΗΣ ΔΕΥΤ/ΘΜΙΑΣ ΕΚΠ/ΣΗΣ ΑΘΗΝΑΣ

Εργαστηριακές ασκήσεις
στα κεφάλαια
ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ
ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ
ΟΞΕΙΔΟΑΝΑΓΩΓΗ

(ΧΗΜΕΙΑ ΘΕΤΙΚΗΣ ΚΑΤΕΥΘΥΝΣΗΣ Β' ΤΑΞΗΣ)

Ερρίκος Γιακουμάκης, Χημικός
Γιώργος Καπελώνης, Χημικός



Δεκέμβριος 2003

ΕΙΣΑΓΩΓΙΚΟ ΣΗΜΕΙΩΜΑ

Αυτές οι εργαστηριακές ασκήσεις αποτελούν διδακτική πρόταση για τα αντίστοιχα κεφάλαια. Γι αυτό κατά το σχεδιασμό των πειραμάτων ελήφθησαν υπόψη τα πειράματα και τα παραδείγματα του σχολικού βιβλίου καθώς και οι ασκήσεις του εργαστηριακού οδηγού.

Ο διδάσκων μπορεί να επιλέξει ποια από τα πειράματα θα εκτελέσουν οι ίδιοι οι μαθητές σε ομάδες, στα πλαίσια της εργαστηριακής ώρας, και ποια θα εκτελέσει ο ίδιος ως πειράματα επίδειξης. Σε κάθε περίπτωση πρέπει να αξιοποιηθούν οι ερωτήσεις και οι ασκήσεις που συνοδεύουν κάθε πείραμα.

Κάθε σχόλιο σχετικό με το υλικό αυτό είναι ευπρόσδεκτο.

ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

ΜΕΡΟΣ Α: ΧΗΜΙΚΗ ΚΙΝΗΤΙΚΗ

	σ.
<i>Επίδραση καταλυτών στην ταχύτητα αντίδρασης</i>	1-5
Καταλυτική διάσπαση H_2O_2 με καταλύτη MnO_2 και CuO	2
Καταλυτική διάσπαση H_2O_2 με καταλύτη Fe^{3+} και Cu^{2+}	2
Φύλλο εργασίας	3
Σχόλια (για τον καθηγητή)	4
Μέτρηση της ταχύτητας διάσπασης του H_2O_2 με καταλύτη Ag	5
Καταλυτική διάσπαση H_2O_2 με καταλύτη Ag (χρήση Multilog)	6-7
<i>Αυτοκατάλυση – Επίδραση θερμοκρασίας στην ταχύτητα αντίδρασης</i>	8-9
Οξειδωση οξαλικού οξέος με υπερμαγγανικό κάλιο	8
<i>Επίδραση της επιφάνειας επαφής των αντιδρώντων στην ταχύτητα</i>	10-12
Αντίδραση Zn με αραιό δ. H_2SO_4	10
Μελέτη επίδρασης Cu στην αντίδραση Zn με αραιό δ. H_2SO_4	11
<i>Επίδραση μεταβολής συγκέντρωσης των αντιδρώντων στην ταχύτητα αντίδρασης – Πειραματικός προσδιορισμός της τάξης αντίδρασης</i>	13-18
Διάσπαση H_2O_2 (αντίδραση «ρολόι ιωδίου»)	15
Συμπληρωματικά στοιχεία (για τον καθηγητή)	17

ΜΕΡΟΣ Β: ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

<i>Παράγοντες που επηρεάζουν τη χημική ισορροπία – Επίδραση μεταβολής της συγκέντρωσης και της θερμοκρασίας</i>	19-22
Επίδραση μεταβολής της $[H^+]$ στην ισορροπία $CrO_4^{2-}/Cr_2O_7^{2-}$	19
Επίδραση μεταβολής της θερμοκρασίας στην ισορροπία των συμπλόκων του Cu^{2+} με H_2O και Cl^-	20
Φύλλο εργασίας	22

ΜΕΡΟΣ Γ: ΟΞΕΙΔΟΑΝΑΓΩΓΗ

Οξειδωτική δράση $KmnO_4$	23
Οξειδωτική δράση $K_2Cr_2O_7$	26
Απλή αντικατάσταση	28

Επίδραση καταλυτών στην ταχύτητα αντίδρασης

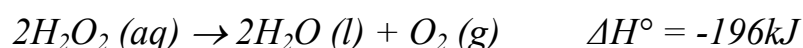
Σκοποί:

1. Να κατανοήσει ο μαθητής τη σημασία της κατάλυσης στην ταχύτητα των αντιδράσεων.
2. Να διακρίνει την ομογενή από την ετερογενή κατάλυση.

Καταλυτική διάσπαση του υπεροξειδίου του υδρογόνου.

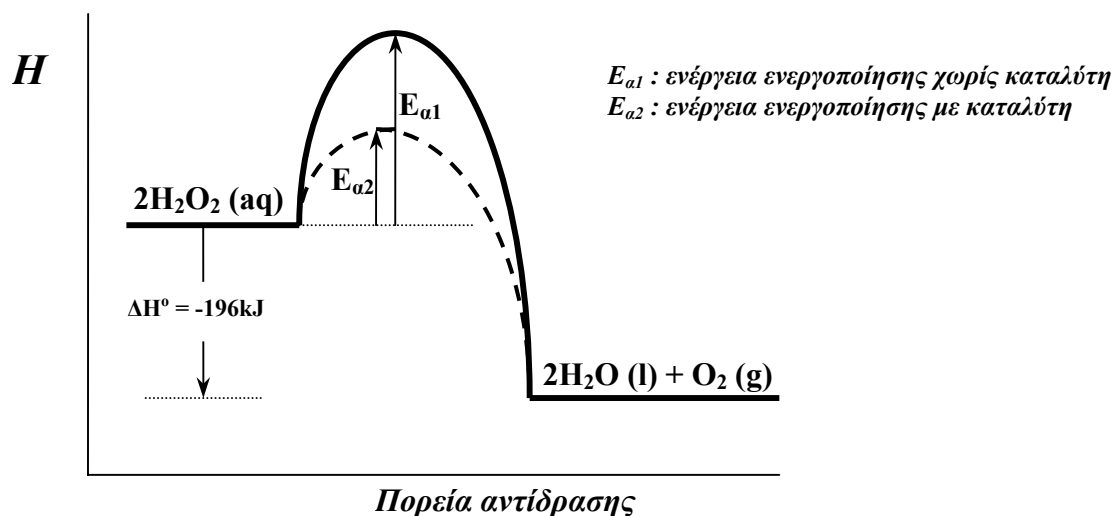
Εισαγωγή:

Η διάσπαση του υπεροξειδίου του υδρογόνου:



στη συνήθη θερμοκρασία γίνεται με πολύ μικρή ταχύτητα και γι αυτό το διάλυμα του H_2O_2 είναι πρακτικά σταθερό για μεγάλο χρονικό διάστημα.

Είναι γνωστό ότι οι καταλύτες επεμβαίνουν στο μηχανισμό της αντίδρασης προσφέροντας έναν ευκολότερο δρόμο για την αντίδραση, αυξάνοντας έτσι την ταχύτητά της.



Αν τα αντιδρώντα και ο καταλύτης βρίσκονται στην ίδια φάση η κατάλυση ονομάζεται **ομογενής**, ενώ αν βρίσκονται σε διαφορετική φάση η κατάλυση ονομάζεται **ετερογενής**.

Η διάσπαση του H_2O_2 (aq) καταλύεται από τις ουσίες:

- MnO_2 (s), PbO_2 (s), CuO (s), Cr_2O_3 (s)
- Ag (s), Au (s), Pt (s), Cu (s)
- Fe^{3+} (aq), Cu^{2+} (aq)
- Το ένζυμο καταλάση (αίμα, πατάτα)

**Απαιτούμενα όργανα:**

Στήριγμα δοκιμαστικών σωλήνων
5 δοκιμαστικοί σωλήνες
Μεταλλική σπαθίδα ή πλαστικό κουταλάκι

Απαιτούμενα αντιδραστήρια:

Διάλυμα H_2O_2 3% w/v
Στερεά οξείδια: MnO_2 , CuO
Σύρμα Ag
Διαλύματα: FeCl_3 0,1M, CuSO_4 0,1M

A' Μέρος: Επίδραση MnO_2 και CuO (ετερογενής κατάλυση).

1^ο βήμα: Πάρτε 3 στεγνούς δοκιμαστικούς σωλήνες. Με τη σπαθίδα ή το κουταλάκι προσθέστε στον 1^ο σωλήνα μικρή ποσότητα (~0,1g) MnO_2 . Στο 2^ο προσθέστε αντίστοιχα μικρή ποσότητα (~0,1g) CuO . Στον 3^ο ρίξτε το σύρμα του Ag .

2^ο βήμα: Προσθέστε σε κάθε σωλήνα την ίδια ποσότητα (~1mL) διαλύματος H_2O_2 3% w/v.

3^ο βήμα: Παρατηρήστε τον αφρισμό του διαλύματος σε κάθε δοκιμαστικό σωλήνα και καταγράψτε τις παρατηρήσεις σας:

- σε ποιον από τους σωλήνες 1 και 2 παρατηρείται πιο έντονος αφρισμός;
- στο σωλήνα 3 από ποια σημεία αρχίζει ο αφρισμός του διαλύματος;

Καταγράψτε τις παρατηρήσεις σας στο φύλλο εργασίας.

B' Μέρος: Επίδραση των ιόντων Fe^{3+} (aq), Cu^{2+} (aq) (ομογενής κατάλυση)

1^ο βήμα: Πάρτε 2 δοκιμαστικούς σωλήνες. Βάλτε στον 1^ο σωλήνα 1mL διαλύματος FeCl_3 0,1M, και στο 2^ο σωλήνα 1mL διαλύματος CuSO_4 0,1M.

2^ο βήμα: Προσθέστε σε κάθε σωλήνα από 2 mL διαλύματος H_2O_2 3% w/v. Σημειώστε αν παρατηρήσατε αλλαγή στο χρώμα των διαλυμάτων.

3^ο βήμα: Παρατηρήστε το ρυθμό παραγωγής φυσαλίδων στους δύο σωλήνες.

4^ο βήμα: Αφήστε τις αντιδράσεις να ολοκληρωθούν και παρατηρήστε το χρώμα των διαλυμάτων.

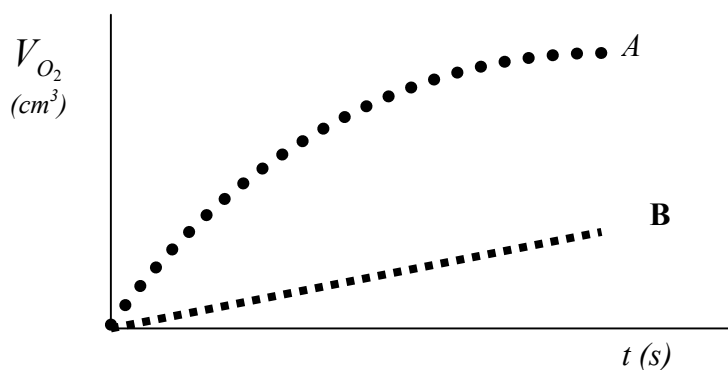
Καταγράψτε τις παρατηρήσεις σας στο φύλλο εργασίας.

**Φύλλο εργασίας:****Μέρος Α' (βήμα 3)**

Μεγαλύτερος αφρισμός παρατηρείται στο σωλήνα

Ο αφρισμός στο σωλήνα με τον Ag παρατηρείται

Ερώτηση: Η πειραματική μελέτη διάσπασης του H_2O_2 με καταλύτες MnO_2 και CuO (Α' μέρος) έδωσε τα αποτελέσματα που εμφανίζονται στο παρακάτω διάγραμμα. Να βρείτε σε ποιο καταλύτη αντιστοιχεί κάθε καμπύλη.

**Μερος Β'**

Βήμα 2:

Βήμα 3:

Βήμα 4:

Ερωτήσεις:

1. Σε ποιο από τα διαλύματα (του 1^{ου} ή του 2^{ου} σωλήνα) είναι ταχύτερη η διάσπαση του H_2O_2 ;
2. Από τις πειραματικές σας παρατηρήσεις έχετε κάποιες ενδείξεις για αντίδραση του H_2O_2 με τα ιόντα Fe^{3+} και Cu^{2+} ;

ΣΧΟΛΙΑ (ΓΙΑ ΤΟΝ ΚΑΘΗΓΗΤΗ)

Τα πειράματα αυτά προσφέρονται και για ποσοτικές μετρήσεις της ταχύτητας αντίδρασης. Υπάρχει ποικιλία τρόπων όπως:

Μέτρηση του όγκου του παραγόμενου O_2 (με χρήση σύριγγας ή με συλλογή σε ανεστραμμένο ογκομετρικό κύλινδρο πάνω από λεκάνη με νερό) σε συνάρτηση με το χρόνο.

Μέτρηση της πίεσης του παραγόμενου O_2 (σε κλειστό δοχείο με μανόμετρο ή αισθητήρα πίεσης και Multilog).

Ένας πολύ απλός τρόπος είναι: ***η μέτρηση του χρόνου που απαιτείται για την παραγωγή ορισμένου αριθμού φυσαλλίδων ή αντίστροφα*** (Βλέπε το πείραμα που ακολουθεί). Για τις μετρήσεις απαιτείται συνεργασία δύο ατόμων: ο ένας μετρά τον αριθμό των φυσαλλίδων και ο άλλος καταγράφει τη χρονική στιγμή.

Πείραμα: Μέτρηση της ταχύτητας διάσπασης του H_2O_2 με καταλύτη Ag.

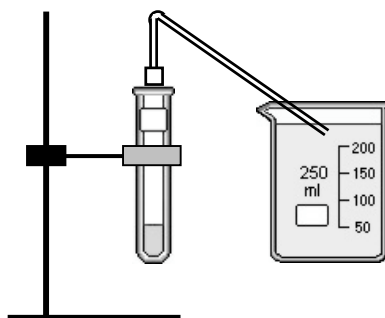


Απαιτούμενα όργανα και αντιδραστήρια:

Σύρμα Ag,
διάλ. H_2O_2 3% w/v
Βάση στήριξης με ορθοστάτη, σύνδεσμο και λαβίδα ή βάση στήριξης δοκιμαστικών σωλήνων
Δοκιμαστικός σωλήνας (της αντίδρασης) με ελαστικό πώμα που έχει προσαρμοσμένο σπαστό καλαμάκι αναφυκτικού ή απαγωγό σωλήνα
Θερμό υδατόλουτρο 60°C
Ποτήρι ζέσεως με νερό βρύσης και
Χρονόμετρο ή ρολόι χεριού με δείκτη δευτερολέπτων

Διαδικασία:

Στο δοκιμαστικό σωλήνα βάζουμε 2 mL διαλύματος H_2O_2 3% και ένα κρίκο Ag. Για να αρχίσει η αντίδραση γρήγορα βυθίζουμε το δοκιμαστικό σωλήνα στο θερμό υδατόλουτρο. Αφού αρχίσει η αντίδραση απομακρύνουμε το σωλήνα από το υδατόλουτρο, τον πωματίζουμε και βυθίζουμε το ελεύθερο άκρο από το καλαμάκι στο ποτήρι με το νερό.



Αφού αρχίσει η παραγωγή φυσαλίδων, αρχίζουμε κάποια χρονική στιγμή (0 s) και στη συνέχεια σημειώνουμε το χρόνο για την παραγωγή ορισμένου αριθμού φυσαλίδων (πχ 2 – εξαρτάται από το ρυθμό παραγωγής). Συμπληρώνουμε τον πίνακα:

Αρ. φυσαλ.	0	2	4	6	8	10	12	14	16
t (s)	0			

Ερωτήσεις:



1. Να γίνει γραφική παράσταση του αριθμού των φυσαλίδων σε συνάρτηση με το χρόνο.
2. Να υπολογίσετε την ταχύτητα της αντίδρασης ως:

$$v = \frac{\Delta \text{αρ. φυσαλίδων}}{\Delta t}$$

3. Να προτείνετε νόμο ταχύτητας για την καταλυτική διάσπαση του H_2O_2 από τον Ag.

Καταλυτική διάσπαση του υπεροξειδίου του υδρογόνου με Ag—Και πύλη αντίδρασης

(Πείραμα επίδειξης με χρήση αισθητήρα πίεσης και συσκευής Multilog)

Εισαγωγή:

Η διάσπαση του υπεροξειδίου του υδρογόνου παρουσία Ag είναι μια ετερογενής καταλυτική αντίδραση.

Στο πείραμα που θα πραγματοποιήσουμε η αντίδραση γίνεται σε κλειστό δοχείο συνδεδεμένο με τον αισθητήρα πίεσης του συστήματος συγχρονικής λήψης και απεικόνισης (Multilog). Από την καταγραφή της πίεσης του παραγόμενου οξυγόνου σε συνάρτηση με το χρόνο προκύπτει καμπύλη P-t, από την οποία παίρνουμε πληροφορίες για την ταχύτητα της αντίδρασης.

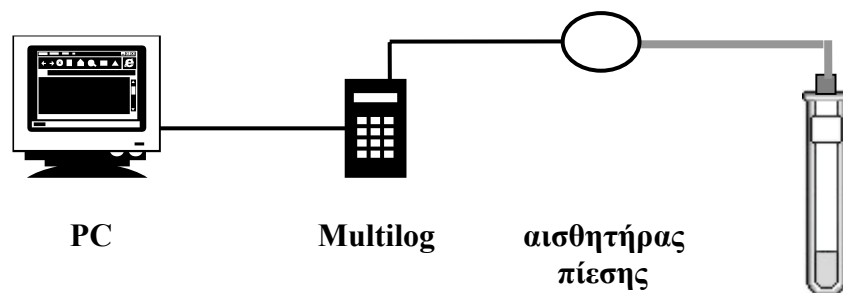
Σκεύη και υλικά:



Δοκιμαστικός σωλήνας σε στήριγμα.
Ελαστικό πάμα με προσαρμοσμένο σωλήνα που καταλήγει στον αισθητήρα πίεσης του Multilog
Συσκευή συγχρονικής λήψης και απεικόνισης MultiLog (+αισθητήρας πίεσης)
H/Y με εγκατεστημένο το πρόγραμμα DB-Lab
Καλώδιο σύνδεσης MultiLog – H/Y
Καλώδιο σύνδεσης MultiLog – αισθητήρα πίεσης
Διάλυμα H₂O₂ 10% w/v
Στερεός Ag (σύρμα ή μικρός κρίκος).

Διαδικασία:

1. Ανοίγουμε τον H/Y και ενεργοποιούμε το πρόγραμμα DB-Lab και τον πίνακα ελέγχου του MultiLog.
2. Συνδέουμε το MultiLog με το H/Y, ενεργοποιούμε τη συσκευή και περιμένουμε μέχρι να ολοκληρωθούν οι διαδικασίες εκκίνησης (Η οθόνη της συσκευής πρέπει να έχει την ένδειξη *Ready*).
3. Συνδέουμε τον αισθητήρα πίεσης με το MultiLog.
4. Ρυθμίζουμε το MultiLog για 2000 μετρήσεις και ρυθμό λήψης 1 μέτρηση ανά δευτερόλεπτο.
5. Βάζουμε σε ένα δοκιμαστικό σωλήνα 2 mL δ. H₂O₂ 10% w/v, ρίχνουμε το στερεό Ag και πωματίζουμε.



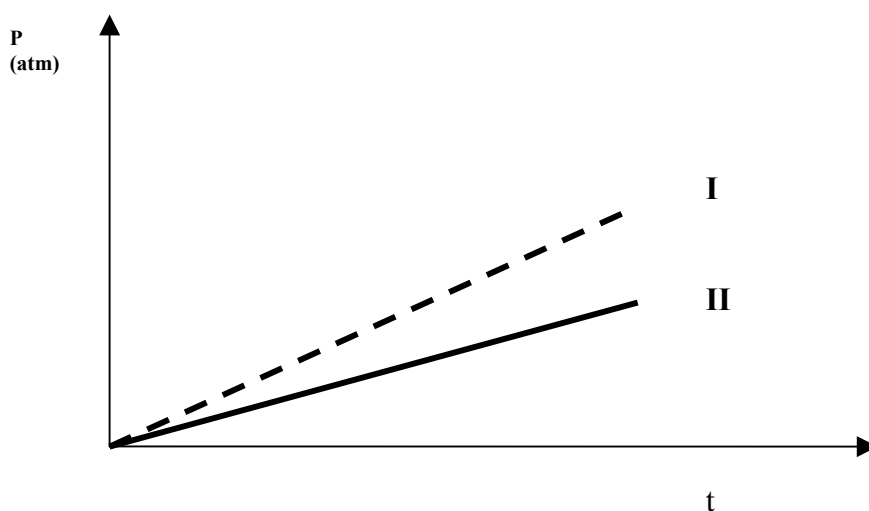
6. Περιμένουμε για 2 περίπου min. Βυθίζουμε το σωλήνα σε υδατόλουτρο με νερό βρύσης.
7. Από τον πίνακα ελέγχου του DB-Lab πατάμε το πλήκτρο *Λήψη δεδομένων*, οπότε εμφανίζεται στην οθόνη του H/Y η γραφική παράσταση πίεσης – χρόνου.
8. Μεγαλώνουμε το παράθυρο της παράστασης σε πλήρη οθόνη για να είναι ορατό από τους μαθητές.
9. Παρατηρούμε την εξέλιξη του πειράματος για περίπου 10 min.
10. Σταματάμε τη λειτουργία του MultiLog.
11. Εκτυπώνουμε την καμπύλη πίεσης – χρόνου. Αντίγραφα θα δοθούν στους μαθητές για επεξεργασία.

Ερωτήσεις:

1. Να υπολογίσετε την ταχύτητα της αντίδρασης ως:

$$v = \frac{\Delta P_{O_2}}{\Delta t}$$

2. Να προτείνετε νόμο ταχύτητας για την καταλυτική διάσπαση του H_2O_2 από τον Ag.
3. Από την καμπύλη P-t να σχεδιάσετε την αντίστοιχη καμπύλη C-t για το παραγόμενο O_2 . Δίνεται η θερμοκρασία του πειράματος $20^\circ C$. R γνωστό.
4. Σε δύο πειράματα καταλυτικής διάσπασης του H_2O_2 χρησιμοποιήσαμε τη συσκευή Multilog και μετρήσαμε την πίεση του παραγόμενου O_2 , σε σταθερή θερμοκρασία $20^\circ C$. Και στις δύο περιπτώσεις χρησιμοποιήσαμε διάλυμα H_2O_2 5% w/v και ως καταλύτη το Cr_2O_3 . Τα πειραματικά δεδομένα φαίνονται στο παρακάτω διάγραμμα:

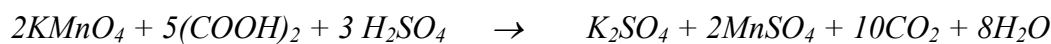


Πώς εξηγείτε τη διαφορά που παρατηρείται στις δύο καμπύλες;

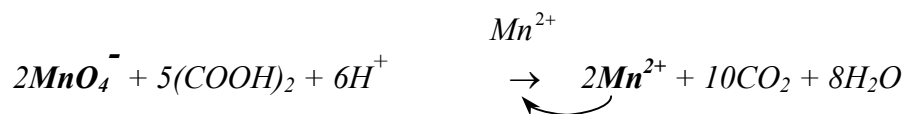
Αυτοκατάλυση – Επίδραση της Θερμοκρασίας στην ταχύτητα αντίδρασης

Εισαγωγή:

Η οξείδωση του οξαλικού οξέος, $(\text{COOH})_2$, από υπερμαγγανικό καλίο (KMnO_4) παρουσία H_2SO_4 παριστάνεται με τη χημική εξίσωση:



ή



ερυθροϊώδη

άχρωμα

Στην αρχή η αντίδραση έχει μικρή ταχύτητα οπότε η $[\text{MnO}_4^-]$ είναι σχεδόν σταθερή (το ερυθροϊώδες χρώμα τους έχει σταθερή ένταση).

Μετά από κάποιο χρονικό διάστημα τα παραγόμενα ιόντα Mn^{2+} που σχηματίζονται δρουν καταλυτικά επιταχύνοντας την αντίδραση. Αυτό έχει ως αποτέλεσμα την απότομη μείωση της $[\text{MnO}_4^-]$ και τελικά τον αποχρωματισμό του διαλύματος.



Απαιτούμενα όργανα:

Στήριγμα δοκιμαστικών σωλήνων
6 δοκιμαστικοί σωλήνες
Υδατόλουτρο θερμοκρασίας 50°C σε ποτήρι ζέσεως των 250 mL
Λύχνος, τρίποδο, πλέγμα
Υδροβολέας με απιονισμένο νερό

Απαιτούμενα αντιδραστήρια:

Διαλύματα (σε σταγονομετρικά φιαλίδια):
 KMnO_4 0,025M
 H_2SO_4 0,5M
 $(\text{COOH})_2$ 0,1M

Διαδικασία:

1^ο βήμα: Αριθμήστε τους σωλήνες (από 1 έως 6).

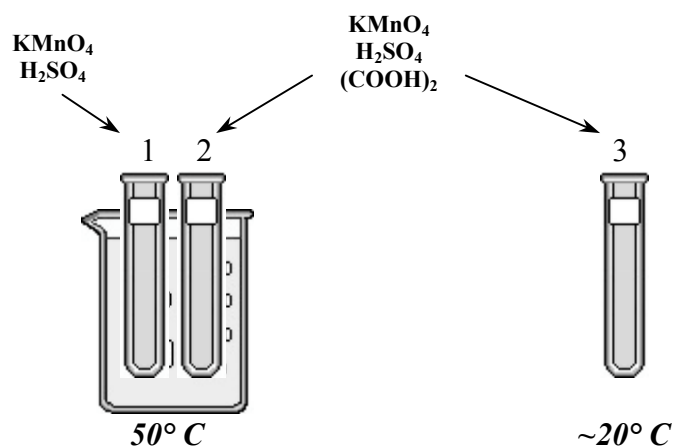
Στους σωλήνες 1, 2 και 3 προσθέστε από 10 σταγόνες διαλύματος KMnO_4 και 10 σταγόνες διαλύματος H_2SO_4 .

Στο σωλήνα 4 προσθέστε 20 σταγόνες απιονισμένο νερό και στους σωλήνες 5 και 6 από 20 σταγόνες διαλύματος $(\text{COOH})_2$.

2^ο βήμα: Τοποθετήστε τους σωλήνες 1 και 2 στο θερμό υδατόλουτρο (50°C). Το σωλήνα 3 τον αφήνετε στο στήριγμα δοκιμαστικών σωλήνων.

Στο σωλήνα 1 προσθέστε το περιεχόμενο του σωλήνα 4 (νερό), στο σωλήνα 2 το περιεχόμενο του σωλήνα 5 (οξαλικό οξύ) και στο σωλήνα 3 το περιεχόμενο του σωλήνα 6 (οξαλικό οξύ).

3^ο βήμα: Παρατηρήστε τους σωλήνες 1, 2 και 3 και σημειώστε ποιος σωλήνας αποχρωματίζεται πρώτος και ποιος δεύτερος.



Ερωτήσεις

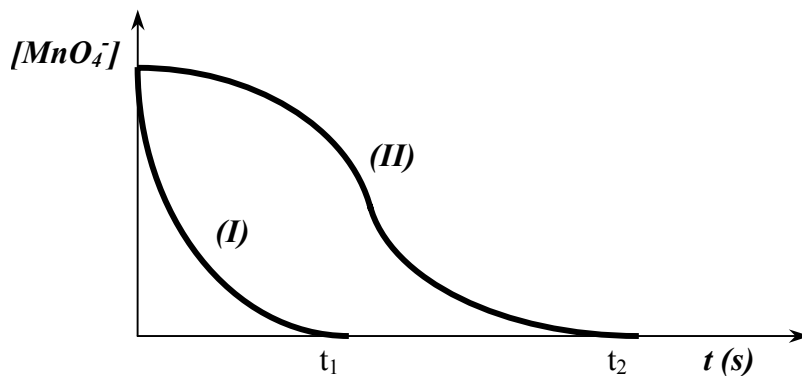


1. Σε ποια ιόντα οφείλεται το ερυθροϊώδες χρώμα του διαλύματος;
2. Ποια ουσία δρα ως καταλύτης;
3. Γιατί ο σωλήνας 2 αποχρωματίστηκε πολύ πιο γρήγορα από το σωλήνα 3;
4. Διαθέτουμε στο εργαστήριο τις ουσίες MnSO_4 , H_2SO_4 και K_2SO_4 .

Ποια από αυτές πρέπει να προσθέσετε εξ αρχής στο σωλήνα 2 ώστε να επιταχύνετε αμέσως την αντίδραση;

5. Πραγματοποιήθηκαν δύο πειράματα:

- στο 1^ο η οξείδωση του οξαλικού οξέος έγινε με αυτοκατάλυση και
 - στο 2^ο χρησιμοποιήθηκε εξ αρχής καταλύτης
- και προέκυψαν δεδομένα που παριστάνονται στο παρακάτω διάγραμμα:

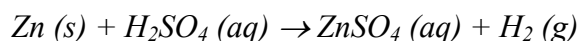


Ποια από τις καμπύλες αντιστοιχεί στην κατάλυση και ποια στην αυτοκατάλυση;

Η επίδραση της επιφάνειας επαφής των αντιδρώντων στην ταχύτητα αντίδρασης

Εισαγωγή

Θα μελετήσετε την αντίδραση του Zn με αραιό διάλυμα H_2SO_4 :



Ο βαθμός κατάτμησης του Zn (μέγεθος σωματιδίων του στερεού) επηρεάζει το ρυθμό παραγωγής του H_2 .

Απαιτούμενα όργανα και αντιδραστήρια:



Πλακίδιο Zn

Σκόνη Zn (ίσης μάζας με το πλακίδιο 0,1g)

Διάλυμα H_2SO_4 0,5M

Στήριγμα δοκιμαστικών σωλήνων

2 δοκιμαστικοί σωλήνες

Μεταλλική σπαθίδα ή πλαστικό κουταλάκι

Ελαστικό πώμα δοκιμαστικού σωλήνα συνδεδεμένο με

απαγωγό σωλήνα (ή πλαστικό καλαμάκι)

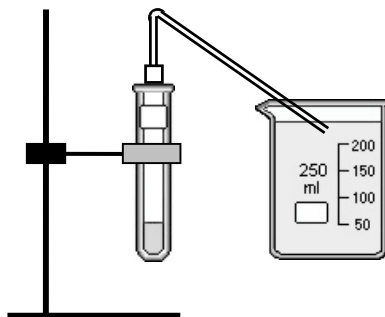
Ποτήρι ζέσεως των 250 mL

Διαδικασία:

ΠΕΙΡΑΜΑ 1^ο :

1^ο βήμα: Σε ένα δοκιμαστικό σωλήνα προσθέστε 2 mL H_2SO_4 0,5M.

2^ο βήμα: Προσθέστε τη σκόνη του Zn και προσαρμόστε αμέσως το πώμα με τον απαγωγό σωλήνα. Βυθίστε το ελεύθερο άκρο του σωλήνα στο ποτήρι ζέσεως που είναι γεμάτο με νερό. Μετρήστε το χρόνο που απαιτείται για την παραγωγή ορισμένου αριθμού (πχ 5) φυσαλίδων. Συνεχίστε για περίπου 5 min.



ΠΕΙΡΑΜΑ 2^ο : Σε δοκιμαστικό σωλήνα που περιέχει 2 mL H_2SO_4 0,5M ρίξτε το πλακίδιο του Zn. Παρατηρήστε το ρυθμό παραγωγής των φυσαλίδων.

**Ερωτήσεις:**

Ο παρακάτω πίνακας δείχνει τα αποτελέσματα των μετρήσεων του όγκου του παραγόμενου H_2 όταν το Mg αντιδρά με αραιό διάλυμα H_2SO_4 στους $20^\circ C$:

t (s)	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90
$V(H_2)$ cm^3	0	40	68	84	95	103	108	111	112	112

A) Γράψτε τη χημική εξίσωση της αντίδρασης.

B) Βρείτε την ταχύτητα της αντίδρασης εκφρασμένη ως

$$v = \frac{\Delta V_{H_2}}{\Delta t}$$

στα παρακάτω χρονικά διαστήματα:

α) 10s – 20s

β) 30s – 40s

γ) 70s – 80s

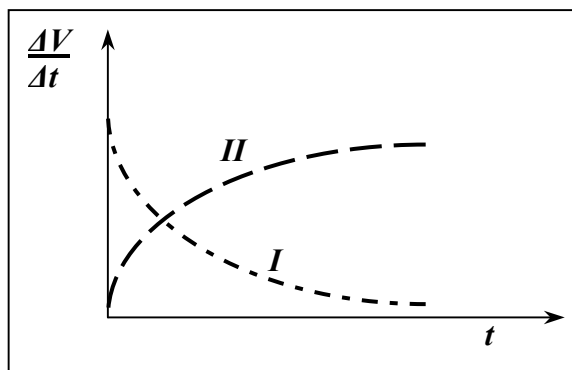
Γ) Σχεδιάστε σε ορθογώνιο σύστημα αξόνων $V(H_2)$ - t το διάγραμμα που δείχνει την καμπύλη της αντίδρασης.

Δ) Χρησιμοποιήστε το παραπάνω διάγραμμα για να βρείτε τη στιγμιαία ταχύτητα της αντίδρασης στις χρονικές στιγμές 10 s, 40 s και 80 s.

Ε) Με βάση τις τιμές που βρήκατε για τη στιγμιαία ταχύτητα μελετήστε

τα διπλανά διαγράμματα $\frac{\Delta V}{\Delta t} = f(t)$

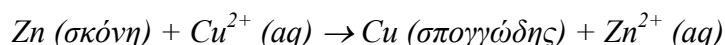
και βρείτε ποια από τις καμπύλες αντιστοιχεί στο ρυθμό παραγωγής του H_2 .



Ε) Επειδή δεν υπάρχει κατάλληλος καταλύτης για την επιτάχυνση της αντίδρασης αυτής, να προτείνεται δύο τρόπους με τους οποίους μπορεί να αυξηθεί η ταχύτητά της.

ΠΕΙΡΑΜΑ 3^ο : Μελέτη επίδρασης καταλύτη Cu σε σπογγώδη μορφή στην ταχύτητα αντίδρασης. (Προαιρετική άσκηση)

Η αντίδραση του Zn με το αραιό διάλυμα H_2SO_4 καταλύεται από Cu . Στο συγκεκριμένο πείραμα ο καταλύτης παράγεται σε σπογγώδη μορφή από την αντίδραση:



Διαδικασία: Σε δοκιμαστικό σωλήνα προσθέστε 5-10 σταγόνες διαλύματος $CuSO_4$ 0,1M και 0,1 g σκόνης Zn .

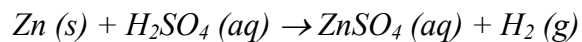
Προσθέστε 2 mL διαλύματος H_2SO_4 0,5M.

Με τη διαδικασία του πειράματος 1 μετρήστε το χρόνο που απαιτείται για την παραγωγή ορισμένου αριθμού φυσαλίδων (πχ 5). Συνεχίστε για περίπου 5 min.

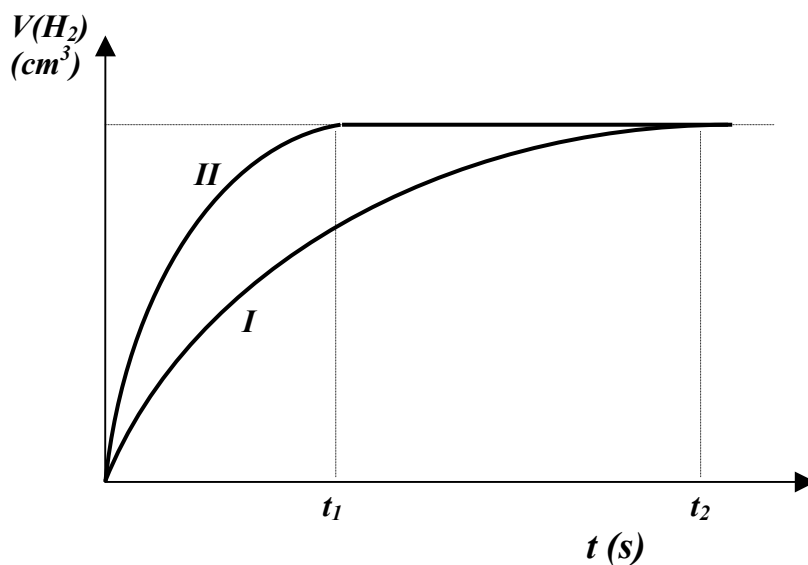
Ερώτηση:



Η πειραματική μελέτη της αντίδρασης



με καταλύτη Cu και χωρίς καταλύτη έδωσε το παρακάτω διάγραμμα:



- A) Με βάση τη θεωρία ποια από τις καμπύλες I και II αντιστοιχεί στην αντίδραση με καταλύτη;
- B) Τα πειραματικά δεδομένα από τα πειράματα 1 και 3 επιβεβαιώνουν τις καμπύλες του παραπάνω διαγράμματος;

**Επίδραση μεταβολής
της συγκέντρωσης των αντιδρώντων
στην ταχύτητα αντίδρασης
Πειραματικός προσδιορισμός της τάξης
αντίδρασης**

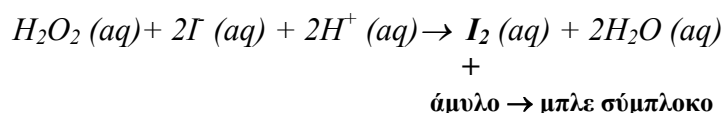
Σκοποί:

1. Μελέτη της επίδρασης της συγκέντρωσης των αντιδρώντων στην ταχύτητα της αντίδρασης.
2. Ο προσδιορισμός της τάξης αντίδρασης.

Εισαγωγή:

Η ταχύτητα της αντίδρασης εξαρτάται από τις συγκεντρώσεις των αντιδρώντων. Η εξάρτηση αυτή φαίνεται στο νόμο ταχύτητας ο οποίος εξάγεται **πάντοτε πειραματικά** (και δεν προκύπτει από τη χημική εξίσωση που παριστάνει τη χημική αντίδραση).

Σε όξινο περιβάλλον το υπεροξειδίο του υδρογόνου (H_2O_2) οξειδώνει τα ιόντα ιωδίου (I^-) προς I_2 ¹ σύμφωνα με την εξίσωση:



Ο νόμος ταχύτητας για την αντίδραση αυτή είναι της μορφής:

$$v = k \cdot [H_2O_2]^x \cdot [I^-]^y \cdot [H^+]^z$$

Όπου k η σταθερά ταχύτητας και x , y , z η τάξη της αντίδρασης ως προς καθένα από τα αντιδρώντα.

Στο πείραμα που θα εκτελέσετε θα υπολογίσετε την αταχύτητα της αντίδρασης σε διάφορες συγκεντρώσεις H_2O_2 . Οι συγκεντρώσεις των άλλων αντιδρώντων θα διατηρούνται σταθερές. Έτσι ο νόμος ταχύτητας μπορεί να γραφεί πιο απλά ως εξής:

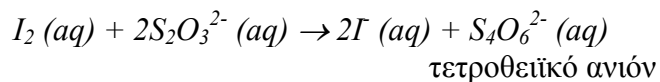
$$v = k' \cdot [H_2O_2]^x$$

όπου $k' = k \cdot [I^-]^y \cdot [H^+]^z$ μια ψευδοσταθερά ταχύτητας της αντίδρασης.

Στο τέλος του πειράματος, θα χρησιμοποιήσετε τις μετρήσεις για να υπολογίσετε την τάξη x της αντίδρασης ως προς το H_2O_2 .

Η ταχύτητα της αντίδρασης θα υπολογίζεται μετρώντας το χρόνο που απαιτείται για να αντιδράσει το παραγόμενο I_2 (πιο σωστά το I_3^-) με γνωστή ποσότητα θειοθειικού νατρίου ($Na_2S_2O_3$):

¹ Πιο σωστά: σχηματίζεται ιόν I_3^- ($I_2 + I^- \rightarrow I_3^-$)



Μόλις η ποσότητα των $S_2O_3^{2-}$ εξαντληθεί το I_2 αντιδρά με το άμυλο που έχουμε προσθέσει εξ αρχής στο διάλυμα και χρωματίζεται μπλε λόγω του σχηματισμού συμπλόκου αμύλου – ιωδίου.

Η συγκέντρωση των ιόντων H^+ στο διάλυμα διατηρείται σταθερή επειδή χρησιμοποιείται ρυθμιστικό διάλυμα $CH_3COOH-CH_3COONa$.²

Να θεωρήσετε ότι για ορισμένη (την ίδια) μεταβολή ΔC της συγκέντρωσης του H_2O_2 ισχύει ότι:

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{\frac{\Delta C}{\Delta t_1}}{\frac{\Delta C}{\Delta t_2}} = \frac{\Delta t_2}{\Delta t_1}$$

δηλαδή η ταχύτητα είναι αντιστρόφως ανάλογη του χρόνου της αντίδρασης.

² Το ρυθμιστικό διάλυμα έχει την ιδιότητα να διατηρεί σταθερή τη συγκέντρωση ιόντων H^+ σε ένα υδατικό διάλυμα.



Πειραματική διαδικασία:

Απαιτούμενα όργανα:

Δοκιμαστικοί σωλήνες (μεγάλοι) σε βάση στήριξης
 Ογκομετρικός κύλινδρος των 10 mL
 Χρονόμετρο

Αντιδραστήρια:

Διάλυμα Α: Περιέχει CH_3COOH 1M, CH_3COONa 1M, διάλ. αμύλου 0,5%, KI 0,1M σε αναλογία όγκων 3:3:1:3
 Διάλυμα Β: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,05M
 Διάλυμα Γ: H_2O_2 0,5M
 Απιονισμένο νερό

Βήμα 1: Παίρνετε 3 μεγάλους δοκιμαστικούς σωλήνες.

Προσθέτετε σε κάθε σωλήνα 10 mL διαλύματος Α (Παρασκευάζετε το διάλυμα απευθείας μέσα σε κάθε σωλήνα προσθέτοντας 3mL, 3mL, 1mL και 3mL αντίστοιχα από τα συστατικά του όπως αναφέρονται παραπάνω).

Προσθέτετε σε κάθε σωλήνα από 1mL (20 σταγόνες³) διαλύματος Β.

Προσθέτετε στους σωλήνες κατά σειρά 1mL, 5mL και 7 mL νερού αντίστοιχα.

Βήμα 2: Προσθέτετε στον 1^ο σωλήνα 8 mL διαλύματος Γ, αρχίζετε αμέσως να μετράτε το χρόνο, ανακινώντας ταυτόχρονα το σωλήνα. Σημειώνετε το χρόνο που απαιτείται ώστε να εμφανιστεί το χαρακτηριστικό μπλε χρώμα του συμπλόκου αμύλου – ιωδίου.

Βήμα 3: Επαναλαμβάνετε το βήμα 2 για το 2^ο σωλήνα χρησιμοποιώντας 4 mL διαλύματος Γ.

Βήμα 4: Επαναλαμβάνετε το βήμα 2 για το 3^ο σωλήνα χρησιμοποιώντας 2 mL διαλύματος Γ.

Καταγράφετε τις μετρήσεις του χρόνου στον παρακάτω πίνακα και συμπληρώνετε τη σχέση των v_2 και v_3 με τη v_1 :

Πείραμα	Όγκος δ. Α (mL)	Όγκος δ. Β (mL)	Όγκος νερού (mL)	Όγκος δ. Γ (mL)	Χρόνος Δt (s)	Ταχύτητα
1	10	1	1	8		v_1
2	10	1	5	4		$v_2 = \dots$
3	10	1	7	2		$v_3 = \dots$

³ Η ακριβής μέτρηση της ποσότητας του δ. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ είναι πολύ σημαντική για να είναι τα αποτελέσματα αξιόπιστα.



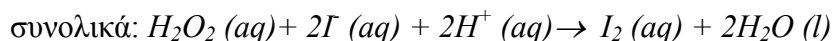
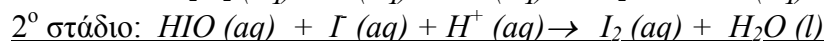
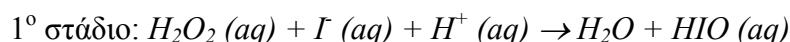
Ερωτήσεις:

1. Γιατί ο χρόνος που εμφανίζεται το χαρακτηριστικό μπλε χρώμα του συμπλόκου ιωδίου – αμύλου είναι διαφορετικός για τα πειράματα 1, 2 και 3;
2. Με βάση τα πειραματικά δεδομένα να υπολογίσετε την τάξη της αντίδρασης ως προς το H_2O_2 .
3. Σε ένα άλλο πείραμα που πραγματοποιήθηκε για την ίδια αντίδραση προέκυψαν τα παρακάτω πειραματικά δεδομένα:

Πείραμα	Αρχικές συγκεντρώσεις (mol/L)			Αρχική ταχύτητα (mol/L·s)
	H_2O_2	I	H^+	
1	0,20	0,0150	$1,8 \cdot 10^{-5}$	$2,4 \cdot 10^{-5}$
2	0,10	0,0150	$1,8 \cdot 10^{-5}$	$1,2 \cdot 10^{-5}$
3	0,10	0,0075	$1,8 \cdot 10^{-5}$	$6 \cdot 10^{-6}$
4	0,20	0,0150	$5,4 \cdot 10^{-5}$	$7,2 \cdot 10^{-5}$

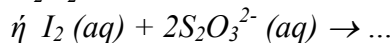
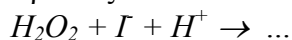
Με βάση τα δεδομένα αυτά:

- i. Να υπολογίσετε την τάξη της αντίδρασης ως προς H_2O_2 , I και H^+ .
 - ii. Να προσδιορίσετε την τιμή και τις μονάδες της σταθεράς ταχύτητας k.
4. Ένας πιθανός μηχανισμός για την αντίδραση που μελετάται είναι ο εξής:



Με βάση το νόμο ταχύτητας που προέκυψε πειραματικά ποιο είναι το στάδιο που καθορίζει την ταχύτητα της αντίδρασης; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

5. Η μέθοδος που εφαρμόσαμε για να έχει καλύτερα αποτελέσματα ποια από τις αντιδράσεις:



πρέπει να είναι ταχύτερη;

6. Αν αναμειγνύατε 5 mL του διαλύματος A, 1 mL του διαλύματος B, 10 mL νερού και 4 mL του διαλύματος Γ και μετρούσατε το χρόνο για να βρείτε την τάξη της αντίδρασης ως προς το I με ποιο από τα πειράματα 1, 2 ή 3 θα κάνατε συγκρίσεις;

ΣΥΜΠΛΗΡΩΜΑΤΙΚΑ ΣΤΟΙΧΕΙΑ (για τον καθηγητή)

Από σειρά πειραμάτων προέκυψαν τα παρακάτω δεδομένα:

Πείραμα	Αρχικές συγκεντρώσεις (mol/L)				t (s)	v (mol/L·s)
	Διάλυμα Α		Διάλυμα Β	Διάλυμα Γ		
	[H] ⁺	[I ⁻]	[S ₂ O ₃ ²⁻]	[H ₂ O ₂]		
1	1,8·10 ⁻⁵	0,015	2,5·10 ⁻³	0,20	52	
2	1,8·10 ⁻⁵	0,015	2,5·10 ⁻³	0,10	103	
3	1,8·10 ⁻⁵	0,015	2,5·10 ⁻³	0,05	205	

Πώς υπολογίζεται η τάξη της αντίδρασης (ως προς H₂O₂).

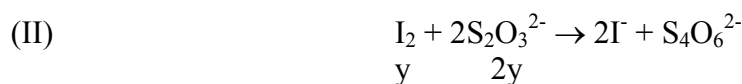
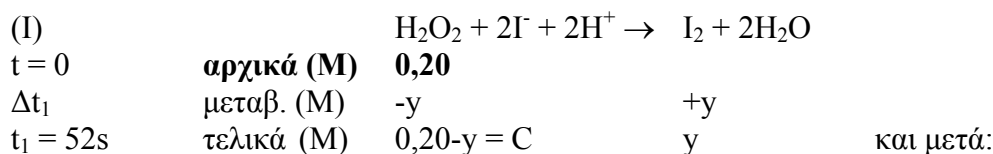
Από τα πειράματα 1 και 2 παρατηρούμε ότι υποδιπλασιασμός της [H₂O₂] διπλασιάζει το χρόνο αντίδρασης, άρα υποδιπλασιάζει την ταχύτητα.

Συνεπώς η αντίδραση είναι 1^{ης} τάξεως ως προς το H₂O₂.

Νόμος ταχύτητας: $v = k'[H_2O_2]$

Πώς υπολογίζεται η (μέση) ταχύτητα στα 52 s του 1^{ου} πειράματος.

- Πρώτα υπολογίζουμε τη μεταβολή της συγκέντρωσης H₂O₂ βάσει των δεδομένων του 1^{ου} πειράματος:



Μόλις η ποσότητα των S₂O₃²⁻ ιόντων εξαντληθεί (στη χρονική στιγμή 52s), το επιπλέον παραγόμενο I₂ από την αντίδραση (I) (στην πραγματικότητα το I₃⁻) αντιδρά με το άμυλο και δίνει το μπλε σύμπλοκο.

$$\text{Άρα } 2y = 2,5 \cdot 10^{-3} \Rightarrow y = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{και τελικά } C(H_2O_2)_{\text{τελ}} = 0,2 - 1,25 \cdot 10^{-3} = \mathbf{0,19875 \text{ M}}$$

- Η ταχύτητα υπολογίζεται από τον τύπο: $v = \frac{\Delta[H_2O_2]}{\Delta t} = 2,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

Πώς υπολογίζεται η ψευδοσταθερά k'

Στο νόμο ταχύτητας $v = k'[H_2O_2]$ αντικαθιστούμε τα δεδομένα του 1^{ου} πειράματος:

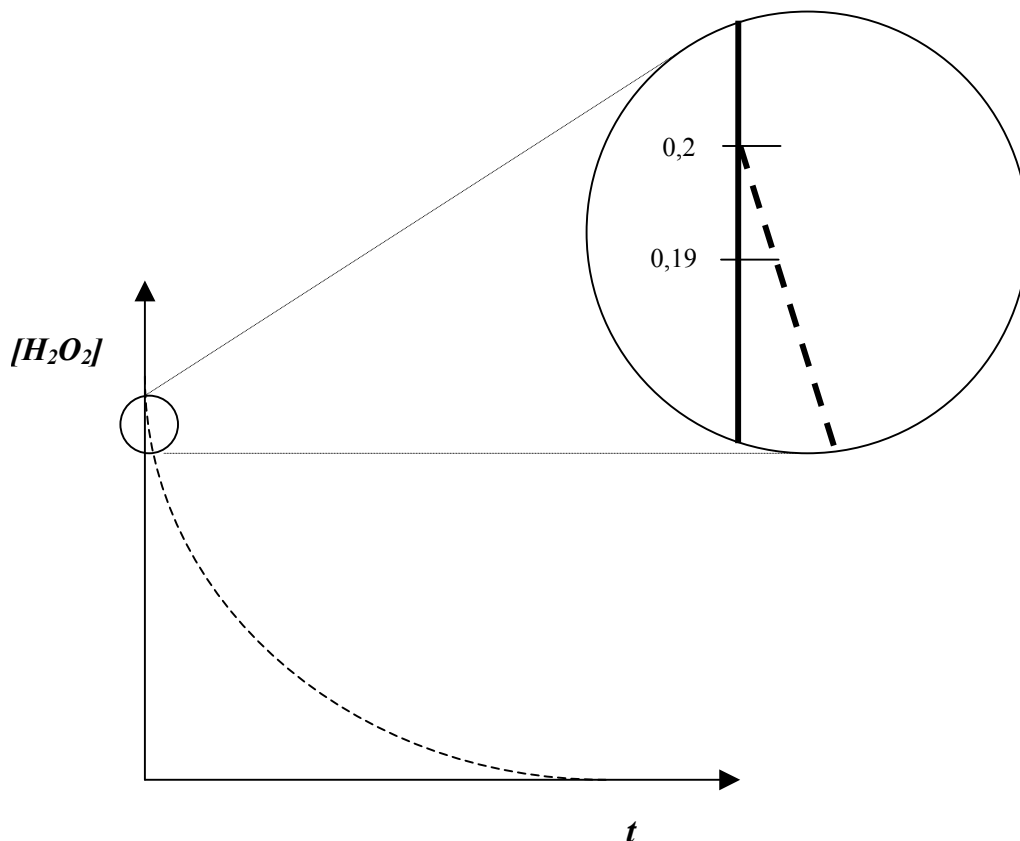
$$2,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = k' \cdot 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \Rightarrow k' = 1,2 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$$

Η τιμή της k' μπορεί να υπολογιστεί και ως εξής:

$$v = -\frac{\Delta C}{\Delta t} = k' C \Rightarrow C = C_0 \cdot e^{-k't} \Rightarrow k' = \frac{2,303}{t} \cdot \log \frac{C_0}{C} \Rightarrow k' = 1,2 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}.$$

Γιατί η ταχύτητα v_1 που υπολογίσαμε είναι πρακτικά ίση με τη στιγμιαία αρχική ταχύτητα;

Η αρχική συγκέντρωση του H_2O_2 είναι 0,2M και η τελική υπολογίστηκε 0,19875M.



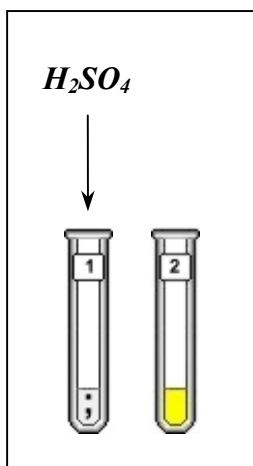
Δηλαδή όταν καταναλώνονται τα $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ιόντα, η μεταβολή της συγκέντρωσης του H_2O_2 είναι πολύ μικρή, δηλαδή το πείραμά μας αντιστοιχεί στην αρχική περιοχή της καμπύλης αντίδρασης, όπου η γραφική παράσταση είναι πρακτικά ευθεία. Έτσι η ταχύτητα v_1 είναι πρακτικά ίση με την αρχική ταχύτητα.

Αντίστοιχα ισχύουν και για τα άλλα δύο πειράματα.

Ερώτηση 3

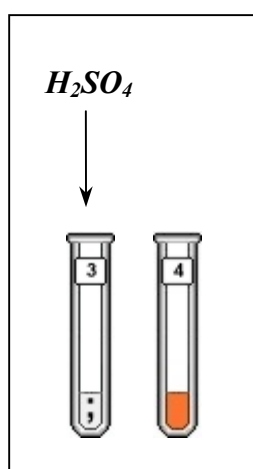
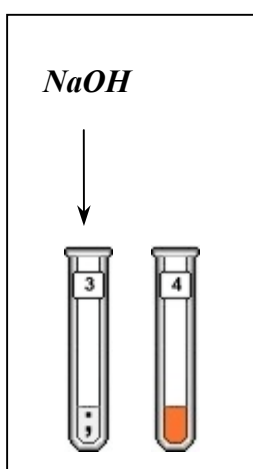
Ο νόμος ταχύτητας βρίσκεται $v = k [\text{H}_2\text{O}_2] [\text{I}^-] [\text{H}^+]$

και η $k = 4,4 \cdot 10^2 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$.



1^ο βήμα: Παίρνετε το σωλήνα 1 και προσθέτετε μερικές σταγόνες διαλύματος H_2SO_4 0,5M, μέχρι να δείτε αλλαγή του χρώματος.

Σημειώστε στο φύλλο εργασίας το χρώμα του διαλύματος πριν και μετά την προσθήκη του διαλύματος του H_2SO_4 .



2^ο βήμα: Παίρνετε το σωλήνα 3 και προσθέτετε μερικές σταγόνες διαλύματος $NaOH$ 1M, μέχρι να δείτε αλλαγή του χρώματος.

3^ο βήμα: Στη συνέχεια προσθέστε στον ίδιο σωλήνα σταδιακά σταγόνες από το διάλυμα του H_2SO_4 , μέχρι να παρατηρήσετε σαφή αλλαγή στο χρώμα του διαλύματος.

Σημειώστε στο φύλλο εργασίας τις χρωματικές αλλαγές που παρατηρήσατε στο διάλυμα μέσα στο σωλήνα 3.

2^ο πείραμα

Θα μελετήσετε την επίδραση της μεταβολής της θερμοκρασίας στην ισορροπία:



Όταν διαλύεται $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ σε νερό τα ιόντα Cu^{2+} εμφανίζονται με τη μορφή του συμπλόκου $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$ που έχει γαλάζιο χρώμα.

Αντίθετα το σύμπλοκο $[CuCl_4]^{2-}$ έχει κίτρινο χρώμα.

Η ανάμειξη κίτρινου με γαλάζιο χρώμα δίνει πράσινο χρώμα.

Σκεύη και Υλικά:

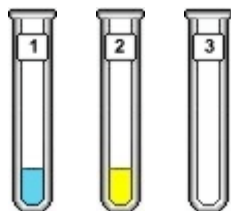


2 δοκιμαστικοί σωλήνες (#1 και #2) που περιέχουν αντίστοιχα τα ιόντα $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$ και $[CuCl_4]^{2-}$

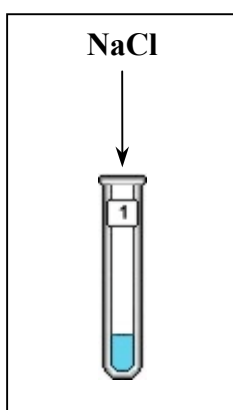
1 δοκιμαστικός σωλήνας άδειος (#3)

Θερμό υδατόλουτρο
 Ψυχρό υδατόλουτρο (με παγάκια)
 Γυάλινη ράβδος ανάδευσης
 Στερεό NaCl
 Μικρό πλαστικό κουταλάκι (παγωτού)

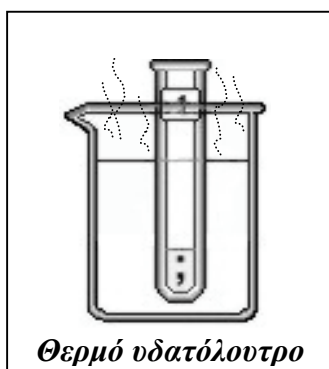
Διαδικασία:



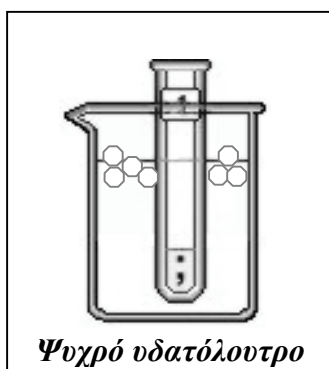
Σας έχουν δοθεί τρεις σωλήνες. Ο σωλήνας #1 περιέχει τα ιόντα $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$, ο σωλήνας #2 τα ιόντα $[CuCl_4]^{2-}$ (περίπου 1 mL διαλύματος στο καθένα) και ο σωλήνας #3 είναι άδειος.



Βήμα 1^ο : Ρίχνετε μέσα στο σωλήνα #1 ένα (1) κουταλάκι στερεό NaCl, ανακατεύετε με γυάλινη ράβδο μέχρι να διαλυθεί και περιμένουμε για 1 min. Αν το στερεό δε διαλύεται, χωρίστε το διάλυμα (χωρίς το στερεό) σε άλλο δοκιμαστικό σωλήνα (#3).



Βήμα 2^ο : Παίρνετε το σωλήνα #1 (ή #3), τον τοποθετείτε στο θερμό υδατόλουτρο και περιμένετε για 1 min. Σημειώστε στο φύλλο εργασίας το χρώμα του διαλύματος.



Βήμα 3^ο : Παίρνετε το σωλήνα #1 (ή #3) από το θερμό υδατόλουτρο και τον τοποθετείτε στο ψυχρό υδατόλουτρο. Περιμένετε για 2-3 min. Σημειώστε στο φύλλο εργασίας το χρώμα του διαλύματος.

ΕΡΓΑΣΤΗΡΙΑΚΗ ΑΣΚΗΣΗ: Παράγοντες που επηρεάζουν τη Χημική Ισορροπία – Επίδραση της μεταβολής της συγκέντρωσης και της θερμοκρασίας

ΦΥΛΛΟ ΕΡΓΑΣΙΑΣ

Όνοματεπώνυμο μαθητή:

Ημερομηνία:

Πείραμα 1^ο :

Σωλήνας	Διάλυμα	Χρώμα
1, 2	K_2CrO_4	
3, 4	$K_2Cr_2O_7$	

Βήματα	Διάλυμα	Επέμβαση	Χρώμα
1 ^ο	K_2CrO_4 (σωλήνας 1)	+ H_2SO_4	
2 ^ο	$K_2Cr_2O_7$ (σωλήνας 3)	+ NaOH	
3 ^ο	$K_2Cr_2O_7$ + NaOH (σωλ. 3 μετά το βήμα 2)	+ H_2SO_4	

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ



- Γράψτε τις χημικές εξισώσεις της διάστασης των αλάτων K_2CrO_4 και $K_2Cr_2O_7$.
 - Σε ποια ιόντα οφείλεται το χρώμα του κάθε διαλύματος;
- Η προσθήκη του διαλύματος H_2SO_4 στο σωλήνα 1 ποιον παράγοντα της χημικής ισορροπίας μεταβάλλει;
 - Εξηγήστε τη μεταβολή του χρώματος στο διάλυμα, σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier.
- Η προσθήκη του διαλύματος NaOH στο σωλήνα 3, ποιον παράγοντα της χημικής ισορροπίας μεταβάλλει;
 - Πώς επηρεάζει η προσθήκη αυτή τη θέση της χημικής ισορροπίας;

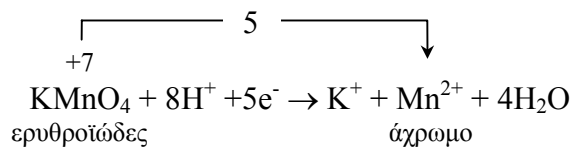
Πείραμα 2^ο :

Χρώμα διαλύματος στο θερμό υδατόλουτρο	
Χρώμα διαλύματος στο ψυχρό υδατόλουτρο	

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

- Πώς μετατοπίστηκε η ισορροπία
 - με την αύξηση της θερμοκρασίας και
 - με τη μείωση της θερμοκρασίας;
- Με βάση την αρχή Le Chatelier να προσδιορίσετε το πρόσημο της ΔH της αντίδρασης που μελετήσατε.
- Αν προσθέταμε σταδιακά περίσσεια NaCl στο σωλήνα 1, χωρίς να τον τοποθετήσουμε στο υδατόλουτρο
 - θα παρατηρούσαμε χρωματική αλλαγή στο διάλυμα;
 - ποιος παράγοντας της ισορροπίας μεταβάλλεται;

Α. ΟΞΕΙΔΩΤΙΚΗ ΔΡΑΣΗ KMnO_4/H^+



• Αντίδραση όξινου διαλύματος KMnO_4 με H_2O_2

ΠΕΙΡΑΜΑ 1

2 mL δ. KMnO_4 0,025M
+ 2-3 σταγ. δ. H_2SO_4 0,5M

2 mL δ. H_2O_2 0,5M

ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ

.....

.....

.....

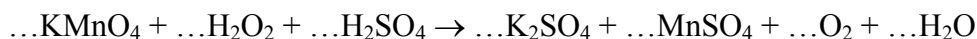
.....

.....

.....

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Να γράψετε τους συντελεστές στη χημική εξίσωση:



2. Το H_2O_2 έχει άλλοτε οξειδωτική και άλλοτε αναγωγική δράση. Γιατί στην αντίδραση αυτή δρα ως αναγωγική ουσία;

.....

.....

• Αντίδραση όξινου διαλύματος KMnO_4 με Na_2SO_3 και $(\text{COOH})_2$

θειώδες νάτριο οξαλικό οξύ

ΠΕΙΡΑΜΑ 2

1 mL δ. KMnO_4 0,025M
+ 2-3 σταγ. δ. H_2SO_4 0,5M

1 mL δ. Na_2SO_3 0,1M

ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ

.....

.....

.....

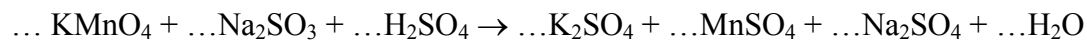
.....

.....

.....

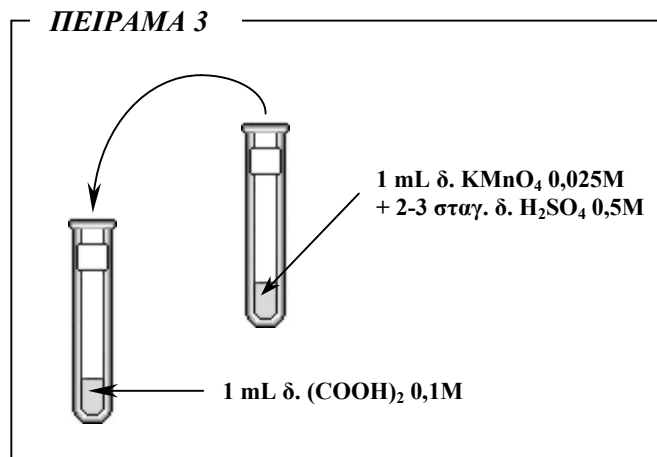
ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Να γράψετε τους συντελεστές στη χημική εξίσωση:



2. Γιατί εξαφανίζεται γρήγορα το έντονα ερυθροϊώδες χρώμα του KMnO_4 ;

.....

**ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ**

.....

.....

.....

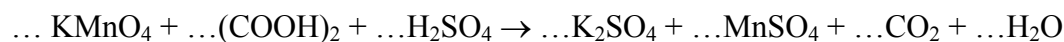
.....

.....

.....

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Να γράψετε τους συντελεστές στη χημική εξίσωση:



2. Ποιο είναι ισχυρότερο αναγωγικό το Na_2SO_3 ή το $(\text{COOH})_2$;

.....

.....

3. Στην αντίδραση του KMnO_4 με το $(\text{COOH})_2$ υπάρχει φαινόμενο αυτοκατάλυσης.

Α. Πώς διαπιστώνεται το φαινόμενο αυτό πειραματικά;

.....

.....

.....

β. Πώς μπορούμε να διαπιστώσουμε ότι ο καταλύτης είναι τα ιόντα Mn^{2+} ;

.....

.....

.....

• Αντίδραση όξινου διαλύματος KMnO_4 με KI

ΠΕΙΡΑΜΑ 4

1^ο Βήμα
1 mL δ. KMnO_4 0,025M
+ 2-3 σταγ. δ. H_2SO_4 0,5M

2^ο Βήμα
+ 2 σταγ. δ. αμύλου

1 mL δ. KI 0,1M

ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Τι παρατηρείτε στο 1^ο βήμα του πειράματος;

.....

2. Γιατί στο 2^ο βήμα το διάλυμα γίνεται κυανό;

.....

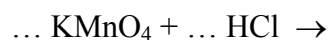
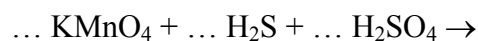
3. Να γράψετε τους συντελεστές στη χημική εξίσωση:



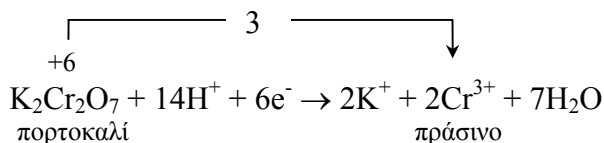
Λίγη ακόμη εξάσκηση με το KMnO_4 : Δίνεται ο παρακάτω πίνακας:

αναγωγικά		προϊόντα οξείδωσης
-2		0
H_2S		S
+2		+3
FeSO_4	$\xrightarrow{\text{KMnO}_4 / \text{H}^+}$	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
+2		+4
CO		CO_2
-1		0
HCl		Cl_2

Να συμπληρώσετε και να ισοσταθμίσετε τις παρακάτω χημικές εξισώσεις:



B. ΟΞΕΙΔΩΤΙΚΗ ΔΡΑΣΗ $K_2Cr_2O_7/H^+$



- Αντίδραση όξινου διαλύματος $K_2Cr_2O_7$ με H_2O_2

ΠΕΙΡΑΜΑ 1

1^ο Βήμα

2 mL δ. $K_2Cr_2O_7$ 0,1M
+ 2 σταγ. δ. H_2SO_4 0,5M

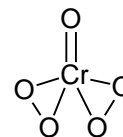
2^ο Βήμα

+2mL διαλ.
 H_2SO_4 0,5M

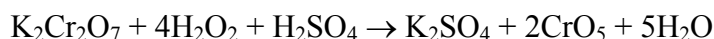
2 mL δ. H_2O_2 0,5M

ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ

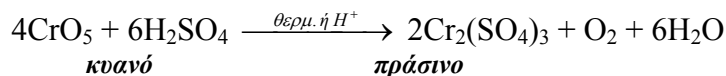
ΣΧΟΛΙΟ: Αρχικά προκύπτει η υπεροξειδική ένωση του χρωμίου CrO_5 ή



που δίνει κυανή χροιά στο διάλυμα.

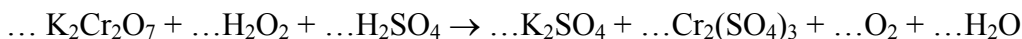


Η μεγάλη οξύτητα και η υψηλή θερμοκρασία ευνοούν τη διάσπαση της ένωσης του χρωμίου.

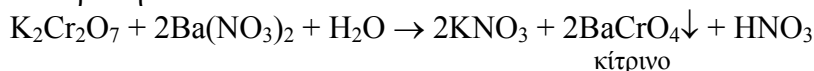


ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Να γράψετε τους συντελεστές στη χημική εξίσωση:

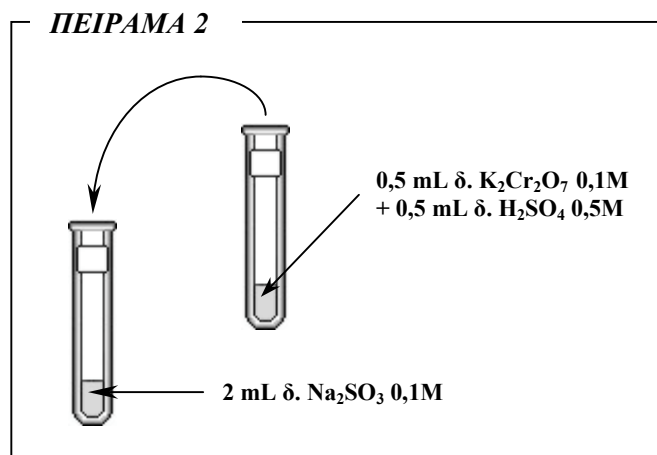


2. Σε διάλυμα $K_2Cr_2O_7$ προσθέσαμε μερικές σταγόνες $Ba(NO_3)_2$ οπότε γίνεται η αντίδραση:



Είναι η αντίδραση αυτή οξειδοαναγωγική ή μεταθετική; (Θυμίζουμε ότι: σε υδατικό διάλυμα τα $Cr_2O_7^{2-}$ και CrO_4^{2-} βρίσκονται σε ισορροπία $Cr_2O_7^{2-} + H_2O \rightleftharpoons 2CrO_4^{2-} + 2H^+$)

- Αντίδραση όξινου διαλύματος $K_2Cr_2O_7$ με Na_2SO_3



ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ

.....

.....

.....

.....

.....

.....

Ερωτήσεις

1. Να γράψετε τους συντελεστές της χημικής εξίσωσης της αντίδρασης:



2. Πού οφείλεται η πράσινη χροιά του τελικού διαλύματος;

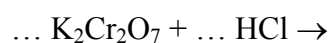
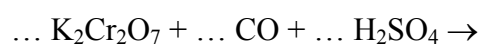
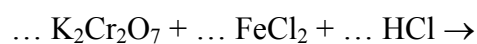
.....



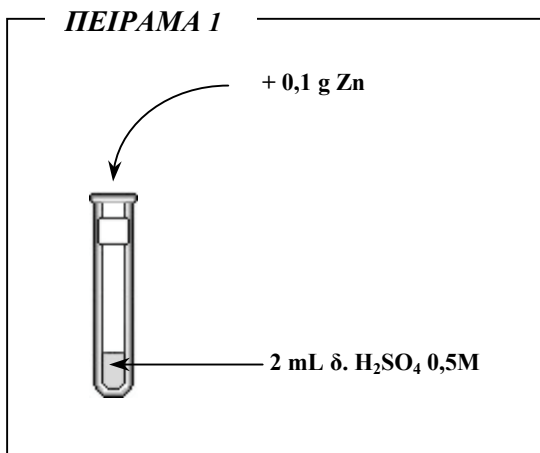
Λίγη ακόμη εξάσκηση με το $K_2Cr_2O_7$: Δίνεται ο παρακάτω πίνακας:

Αναγωγικά		προϊόντα οξείδωσης
+4 SO_2	$K_2Cr_2O_7 / H^+$	+6 H_2SO_4
-1 KI		0 I_2
+2 $FeCl_2$		+3 $FeCl_3$
+2 CO		+4 CO_2
-1 HCl		0 Cl_2

Να συμπληρώσετε και να ισοσταθμίσετε τις χημικές εξισώσεις των αντιδράσεων:



Γ. ΑΠΛΗ ΑΝΤΙΚΑΤΑΣΤΑΣΗ – ΕΠΙΔΡΑΣΗ ΟΞΕΩΝ ΣΕ ΜΕΤΑΛΛΑ

• Αντίδραση Zn με αραιό διάλυμα H_2SO_4 

ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

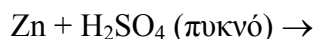
ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Να συμπληρώσετε τη χημική εξίσωση:



- Ποιο στοιχείο του H_2SO_4 ανάγεται;
.....
- Προτείνετε 4 τρόπους με τους οποίους μπορούμε να αυξήσουμε την ταχύτητα της αντίδρασης.
.....
.....
- Πώς εκφράζεται η μέση ταχύτητα της αντίδρασης;
.....
- Αν σε χρόνο $\Delta t = 2 \text{ min}$ εκλύονται 10^{-4} mol αερίου ποια είναι η μέση ταχύτητα της αντίδρασης στο διάστημα αυτό;
.....
.....
.....
- Να σχεδιάσετε την καμπύλη της αντίδρασης για το H_2SO_4 και για το παραγόμενο θειικό άλας.

2. Να συμπληρώσετε τη χημική εξίσωση:



- Ποιο στοιχείο του H_2SO_4 ανάγεται;

.....

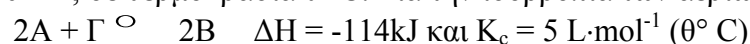
- Ποιος είναι ο ρόλος του H_2SO_4 στην αντίδραση αυτή;

.....

.....

3. Σε ένα πείραμα αντίδρασης Fe με περίσσεια δ. H_2SO_4 παράγονται 0,2 g ενός αερίου που συλλέγεται σε δοχείο όγκου 8,2 L όπου ασκεί πίεση 0,3 atm σε θερμοκρασία 27°C. Να γράψετε τη χημική εξίσωση της αντίδρασης που πραγματοποιήθηκε. Δίνεται η σταθερά $R = 0,082 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

4. 6 mol Cu αντιδρούν με περίσσεια αραιού διαλύματος HNO_3 και παράγονται α mol αερίου Α. Σε άλλο πείραμα 2 mol Cu αντιδρούν με περίσσεια πυκνού διαλύματος HNO_3 και παράγονται β mol αερίου Β. Τέλος $\frac{4}{30}$ mol KClO_3 θερμαίνονται και από τη διάσπαση παράγονται γ mol αερίου Γ. Ολόκληρες οι ποσότητες των αερίων Α, Β και Γ (α, β και γ mol αντίστοιχα) εισάγονται σε δοχείο όγκου 1 L, σε θερμοκρασία $\theta^\circ \text{C}$. Για την ισορροπία των αερίων δίνεται:



i. Να βρείτε τη σύσταση του μίγματος της ισορροπίας $2\text{A} + \text{Γ} \rightleftharpoons 2\text{B}$.

ii. Ποια από τις παρακάτω σχέσεις είναι σωστή;

I. $\Delta H_{fB} - \Delta H_{fA} - \Delta H_{f\Gamma} = -114$

II. $2\Delta H_{fA} + \Delta H_{f\Gamma} - 2\Delta H_{fB} = -114$

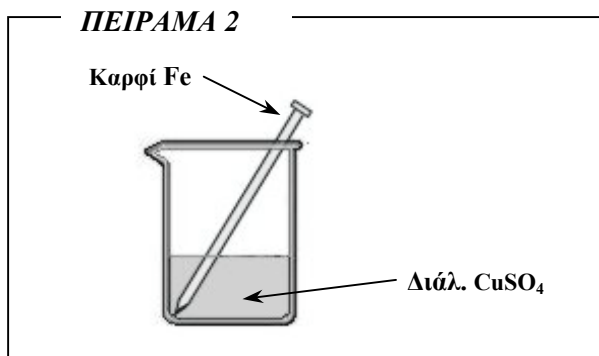
III. $2\Delta H_{fB} - 2\Delta H_{fA} + 114 = 0$

iii. Για τη μετατροπή $2\text{A} + \text{Γ} \rightarrow 2\text{B}$ να βρείτε ποια είναι η οξειδωτική και ποια η αναγωγική ουσία;

.....

.....

- Μέταλλο $_1$ + άλας $_1 \rightarrow$ μέταλλο $_2$ + άλας $_2$



ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Να συμπληρώσετε τη χημική εξίσωση:



- Πού οφείλεται η αλλαγή χρώματος στο διάλυμα;
- Αν το καρφί ζυγίζει αρχικά 10,25 g, μετά την αντίδραση μπορεί να ζυγίζει (επιλέγετε το σωστό):
α. 9 g β. 11g γ. 10,25 g
- Με βάση την απάντηση που επιλέξατε να υπολογίσετε:
α. τη μάζα του Fe που αντέδρασε.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

β. τον αριθμό e⁻ που απομακρύνθηκαν από το Fe.

.....

.....

.....

.....

Δίνεται $N_A = 6 \cdot 10^{23}$ άτομα / mol και A_r Fe: 56, Cu: 63,5.

2. Τι είναι δυνατό να γίνει (επιλέγετε το σωστό):
α. Να διατηρηθεί διάλυμα CuSO₄ σε σιδερένιο δοχείο, ή
β. Να διατηρηθεί διάλυμα FeSO₄ σε χάλκινο δοχείο;
3. Σε διάλυμα AgNO₃ βυθίζουμε έλασμα Cu. Να γράψετε τη χημική εξίσωση της αντίδρασης που πραγματοποιείται.

.....