

Χημεία

γ' λυκείου

**Ομάδας Προσανατολισμού
Θετικών Σπουδών**

Τόμος 6ος

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:

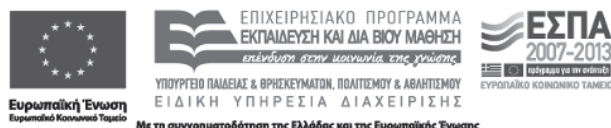
Στέλιος Λιοδάκης

**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 6ος

Ι.Τ.Υ.Ε. «ΔΙΟΦΑΝΤΟΣ»



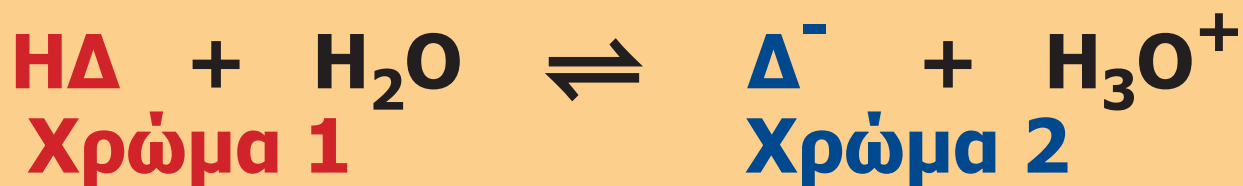
[5.6]

Δείκτες - Ογκομέτρηση

- Δείκτες οξέων - βάσεων ή ηλεκτρολυτικοί ή πρωτολυτικοί δείκτες είναι ουσίες των οποίων το χρώμα αλλάζει ανάλογα με το pH του διαλύματος στο οποίο προστίθενται.

Οι δείκτες αυτοί είναι συνήθως ασθενή οργανικά οξέα ή βάσεις των οποίων τα μόρια έχουν διαφορετικό χρώμα από τα αντίστοιχα ιόντα στα οποία έχουν ιοντιστεί.

Αν ο ιοντισμός του δείκτη παρασταθεί με την εξίσωση:



τότε σύμφωνα με τον ορισμό τα μόρια $\text{H}\Delta$ (όξινη μορφή του δείκτη) έχουν διαφορετικό χρώμα από τα ιόντα Δ^- (βασική μορφή του δείκτη). Κατά κανόνα επικρατεί το χρώμα του $\text{H}\Delta$ (παρατήρηση με γυμνό μάτι), όταν η συγκέντρωση του $\text{H}\Delta$ είναι 10 φορές μεγαλύτερη από την αντίστοιχη του Δ^- . Αντίθετα, αν η συγκέντρωση του $\text{H}\Delta$ είναι 10 φορές μικρότερη του Δ^- επικρατεί το χρώμα του Δ^- . Με σταδιακή προσθήκη οξέος, η παραπάνω ισορροπία μετατοπίζεται αριστερά, οπότε το χρώμα 1 επιβάλλεται στο διάλυμα. Με προσθήκη βάσης η ισορροπία μετατοπίζεται δεξιά, οπότε το Δ^- επιβάλλει το χρώμα

του. Το χρώμα δηλαδή που τελικά παίρνει το διάλυμα εξαρτάται από το pH και τη σταθερά ιοντισμού του δείκτη $K_{a \text{ H}\Delta}$.

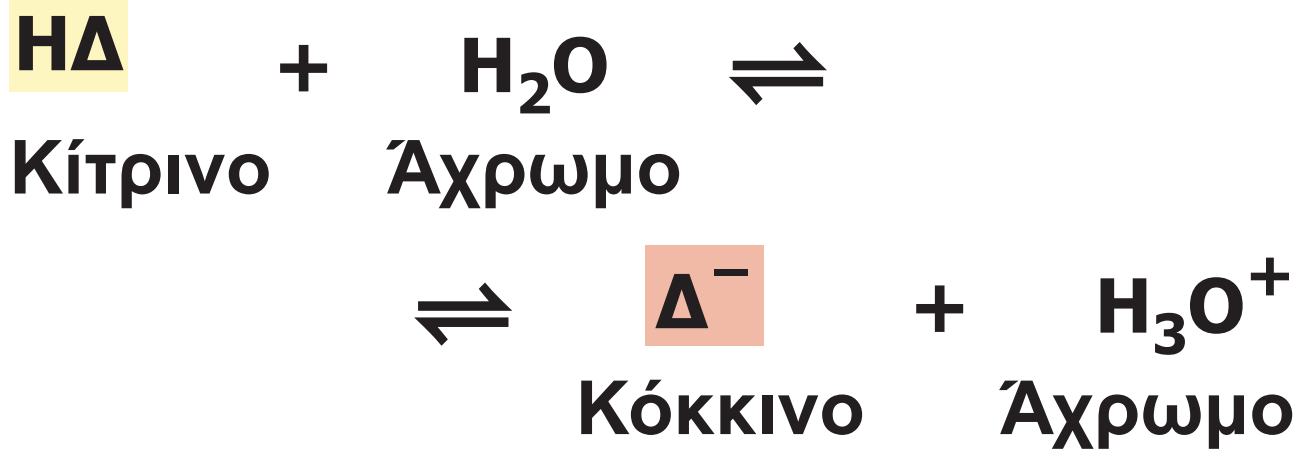
Ο κάθε δείκτης έχει τη δική του περιοχή αλλαγής χρώματος του δείκτη. Η περιοχή αυτή καθορίζεται ως εξής:

Αν $\text{pH} < \text{p}K_{a \text{ H}\Delta} - 1$, τότε επικρατεί το χρώμα του $\text{H}\Delta$

Αν $\text{pH} > \text{p}K_{a \text{ H}\Delta} + 1$, τότε επικρατεί το χρώμα του Δ^- όπου

$$\text{p}K_{a \text{ H}\Delta} = -\log K_{a \text{ H}\Delta}$$

Ας πάρουμε για παράδειγμα το δείκτη ερυθρό της φαινόλης (phenol red), για τον οποίο έχουμε την ισοροπία:



και του οποίου η περιοχή pH αλλαγής χρώματος είναι 6,6-8,2. Με $\text{pH} < 6,6$ δηλαδή, επικρατεί το χρώμα του $\text{H}\Delta$ που είναι κίτρινο, ενώ με $\text{pH} > 8,2$ επικρατεί το χρώμα του Δ^- , δηλαδή το κόκκινο.

- Στους πρωτολυτικούς δείκτες ισχύει:

$$K_{a \text{ H}\Delta} = \frac{[\text{H}^+][\Delta^-]}{[\text{H}\Delta]}$$

- **Επικρατεί η όξινη μορφή του δείκτη (HΔ)**
εφόσον

$[\text{H}\Delta] > 10 [\Delta^-]$, που σημαίνει

$$\frac{[\text{H}^+]}{K_{\text{H}\Delta}} > 10, \text{ δηλαδή}$$

$$\text{pH} < \text{p}K_{a \text{ H}\Delta} - 1$$

- **Επικρατεί η βασική μορφή του δείκτη (Δ^-)**
εφόσον

$[\Delta^-] > 10 [\text{H}\Delta]$, που σημαίνει

$$\frac{[\text{H}^+]}{K_{\text{H}\Delta}} < 0,1, \text{ δηλαδή}$$

$$\text{pH} > \text{p}K_{\text{a H}\Delta} + 1$$

Συνεπώς, αν προσθέσουμε οξύ στο διάλυμα που περιέχει το δείκτη ερυθρό της φαινόλης, μετατοπίζεται η ισορροπία προς τα αριστερά και όταν $[H\Delta] > 10 [\Delta^-]$ επικρατεί το κίτρινο χρώμα. Προσθήκη βάσης μετατοπίζει την ισορροπία προς τα δεξιά και όταν $[\Delta^-] > 10 [H\Delta]$ επικρατεί το κόκκινο χρώμα. Σε ουδέτερο pH το διάλυμα παίρνει ένα ενδιάμεσο χρώμα, δηλαδή πορτοκαλί. Τα παραπάνω παρουσιάζονται στο σχήμα που ακολουθεί:



ΣΧΗΜΑ 5.11 Διαγραμματική παρουσίαση της δράσης του δείκτη ερυθρού της φαινόλης. Σε όξινο περιβάλλον ο δείκτης παίρνει χρώμα κίτρινο ($\text{pH} < 6,6$), σε σχεδόν ουδέτερο περιβάλλον παίρνει πορτοκαλί χρώμα ($6,6 < \text{pH} < 8,2$), ενώ σε βασικό περιβάλλον παίρνει χρώμα κόκκινο ($\text{pH} > 8,2$).

Ένας άλλος δείκτης που χρησιμοποιείται ευρύτατα είναι η φαινολοφθαλεΐνη. Η φαινολοφθαλεΐνη είναι ένα ασθενές οξύ, του οποίου η περιοχή pH αλλαγής χρώματος είναι 8,2 - 10. Δηλαδή, με $\text{pH} < 8,2$ ο δείκτης είναι άχρωμος (το χρώμα του $\text{H}\Delta$), ενώ με $\text{pH} > 8,2$ επικρατεί το χρώμα του Δ^- , δηλαδή το κόκκινο.

Χρησιμότητα πρωτολυτικών δεικτών

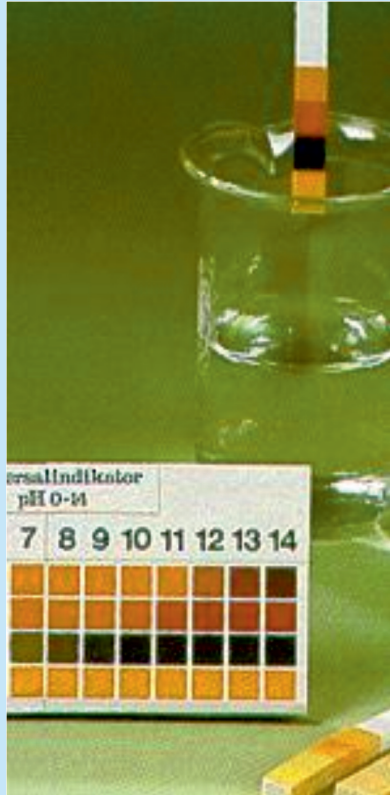
Οι δείκτες χρησιμοποιούνται κυρίως:

1. Για τον κατά προσέγγιση προσδιορισμό της τιμής του pH ενός διαλύματος (χρωματομετρική μέθοδος). Πολλές φορές μάλιστα για το σκοπό αυτό χρησιμοποιείται πεχαμετρικό χαρτί, δηλαδή

**ειδικό χαρτί διαποτισμένο με
μίγμα δεικτών.**

2. Για τον καθορισμό του ισοδύναμου σημείου, κατά την ογκομετρική μέθοδο, που θα εξετάσουμε στην επόμενη ενότητα.

Στον πίνακα που ακολουθεί δίνονται χαρακτηριστικά παραδείγματα πρωτολυτικών δεικτών με τις περιοχές pH αλλαγής χρώματός τους.







Πεχαμετρικό χαρτί για τον προσδιορισμό του pH.

- Ο ακριβής προσδιορισμός του pH γίνεται με πεχάμετρο (ηλεκτρομετρική μέθοδος).

ΠΙΝΑΚΑΣ 5.3 Κυριότεροι δείκτες και περιοχή pH αλλαγής χρώματος

Περιοχή pH αλλαγής χρώματος



1. κίτρινο  Ιώδες
2. κόκκινο  κίτρινο
3. κίτρινο  μπλε
4. κόκκινο  κίτρινο

5. κίτρινο



μπλε

6. κόκκινο



κίτρινο

7. κίτρινο



μπλε

8. κίτρινο



μπλε

9. άχρωμο



ροζ

10. κίτρινο



κόκ-
κίνο

ΠΙΝΑΚΑΣ 5.3

Όνομα δείκτη: 1. Ιώδες μεθυλίου
2. Κυανό θυμόλης (όξινη περιοχή)
3. Κυανό βρωμοφαινόλης 4. Πορτοκαλί μεθυλίου 5. Βρωμοκρεζόλη
6. Κόκκινο μεθυλίου 7. Κυανό βρωμοθυμόλης 8. Κυανό θυμόλης (βασική περιοχή) 9. Φαινολοφθαλείνη 10. Κίτρινο αλιζαρίνης

Παράδειγμα 5.17

Τι χρώμα θα πάρει το καθαρό νερό όταν προστεθούν σε αυτό λίγες σταγόνες από δείκτη: α) φαινολοφθαλείνης και β) πορτοκαλί του μεθυλίου.

ΑΠΑΝΤΗΣΗ

Επειδή το καθαρό νερό έχει $\text{pH} = 7$, είναι εύκολο από τον πίνακα 5.4 να

διαπιστώσουμε ότι στην
α) περίπτωση το νερό θα παραμεί-
νει άχρωμο και στη β) περίπτωση
θα χρωματιστεί κίτρινο.

Εφαρμογή

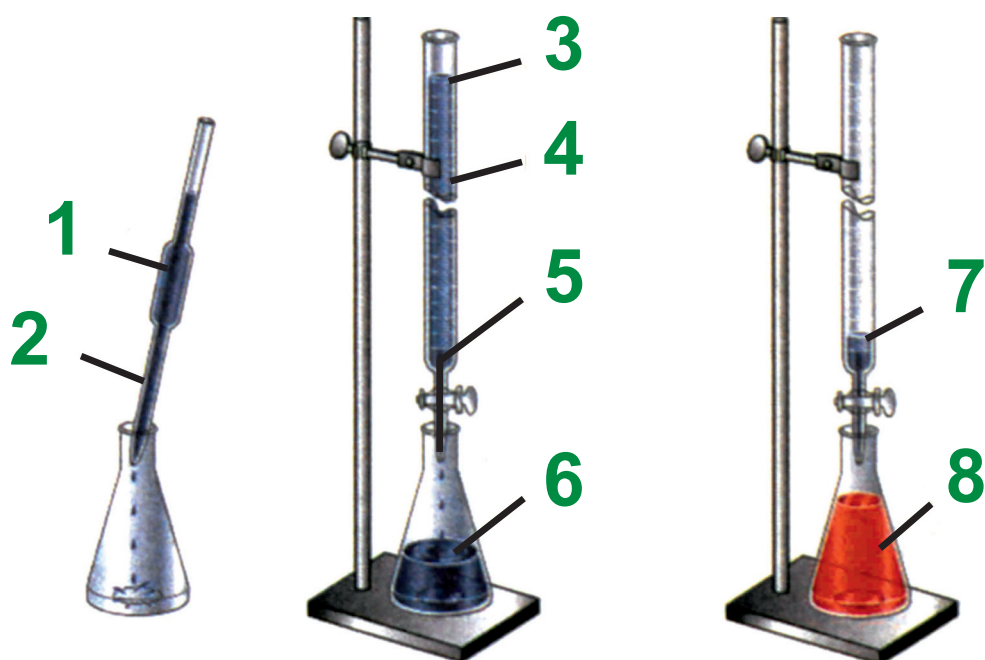
Τι χρώμα θα πάρει διάλυμα NaOH
0,01 M αν προστεθούν σε αυτό λίγες
σταγόνες α) φαινολοφθαλεΐνης και
β) κυανού της βρωμοθυμόλης.

(α. κόκκινο β. μπλε)

Ογκομέτρηση (Οξυμετρία - Αλκαλιμετρία)

- Ογκομέτρηση είναι η διαδικασία ποσοτικού προσδιορισμού μιας ουσίας με μέτρηση του όγκου διαλύματος γνωστής συγκέντρωσης (πρότυπου διαλύματος) που χρειάζεται για την πλήρη αντίδραση με την ουσία.

Η μέτρηση του όγκου του πρότυπου διαλύματος γίνεται με προχοΐδα, ενώ το ογκομετρούμενο διάλυμα (άγνωστο διάλυμα) τοποθετείται στην κωνική φιάλη, όπως φαίνεται στο παρακάτω σχήμα:



1. διάλυμα οξέος
2. Σιφώνιο
3. Αρχική ένδειξη όγκου
4. Προχοΐδα
5. Πρότυπο διάλυμα NaOH
6. διάλυμα οξέος + δείκτης
7. Τελική ένδειξη όγκου
8. Τέλος ογκομέτρησης (Ο δείκτης αλλάζει χρώμα)

ΣΧΗΜΑ 5.12 Διαγραμματική παρουσίαση της ογκομετρίας: α) εισάγεται με το σιφώνιο στην κωνική φιάλη ορισμένη ποσότητα διαλύματος οξέος (άγνωστο)

β) δείκτης προστίθεται στο «άγνωστο» και ακολουθεί προσθήκη σιγά - σιγά του πρότυπου διαλύματος με τη βοήθεια της προχοϊδας γ) η χρωματική αλλαγή του δείκτη φανερώνει το τέλος της ογκομέτρησης.

- Ισοδύναμο σημείο είναι το σημείο της ογκομέτρησης, όπου έχει αντιδράσει πλήρως η ουσία (στοιχειομετρικά) με ορισμένη ποσότητα του πρότυπου διαλύματος.

Ο εντοπισμός του ισοδύναμου σημείου διασφαλίζεται με τη βοήθεια των δεικτών, οι οποίοι αποκαλύπτουν το ισοδύναμο σημείο με την αλλαγή του χρώματός τους.

- Το σημείο όπου παρατηρείται χρωματική αλλαγή του ογκομετρούμενου διαλύματος ονομάζεται τελικό σημείο ή πέρας ογκομέτρησης.

Όσο πιο κοντά είναι το ισοδύναμο σημείο με το τελικό σημείο τόσο πιο ακριβής είναι η ογκομέτρηση. Η οξυμετρία είναι ο κλάδος της ογκομετρίας που περιλαμβάνει προσδιορισμούς συγκεντρώσεων βάσεων με πρότυπο διάλυμα οξέος. Ενώ αλκαλιμετρία έχουμε όταν ογκομετρείται ένα οξύ με πρότυπο διάλυμα βάσης. Η αλκαλιμετρία - οξυμετρία με άλλα λόγια είναι ογκομετρήσεις που στηρίζονται σε αντιδράσεις εξουδετέρωσης. Έχουμε δηλαδή:

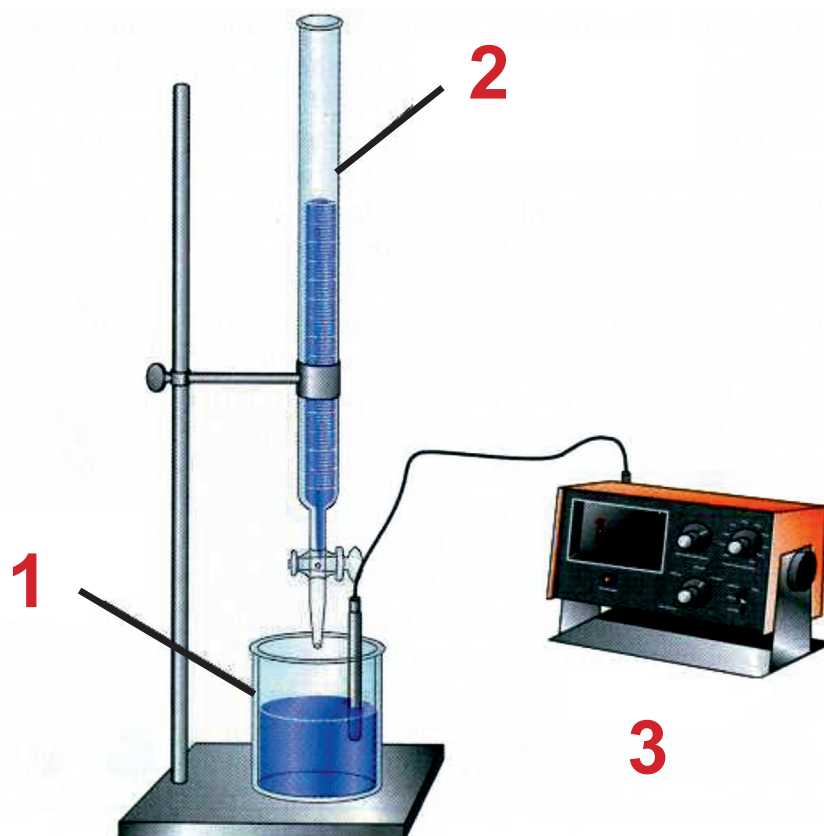


Κατά τη διάρκεια της ογκομέτρησης με οξέα ή βάσεις (οξυμετρία ή αλκαλιμετρία) το pH του ογκομετρούμενου διαλύματος μεταβάλλεται συνεχώς.

- Αν παραστήσουμε γραφικά την τιμή του pH του άγνωστου διαλύματος, όπως διαβάζει ένα πεχάμετρο, σε συνάρτηση με τον όγκο του προστιθέμενου προτύπου διαλύματος, παίρνουμε την καμπύλη ογκομέτρησης.

Με τη βοήθεια της καμπύλης αυτής μπορεί να γίνει η επιλογή του δείκτη για τη συγκεκριμένη ογκομέτρηση. Οποσδήποτε, δηλαδή, θα πρέπει η περιοχή αλλαγής χρώματος του δείκτη να περιλαμβάνει το pH του διαλύματος στο ισοδύναμο σημείο (ή τουλάχιστον να βρίσκεται

στο κατακόρυφο τμήμα της καμπύλης ογκομέτρησης, όπως φαίνεται στα σχήματα που ακολουθούν). Σε αντίθετη περίπτωση προκύπτουν σημαντικά σφάλματα που κάνουν το δείκτη ακατάλληλο για τη συγκεκριμένη ογκομέτρηση.



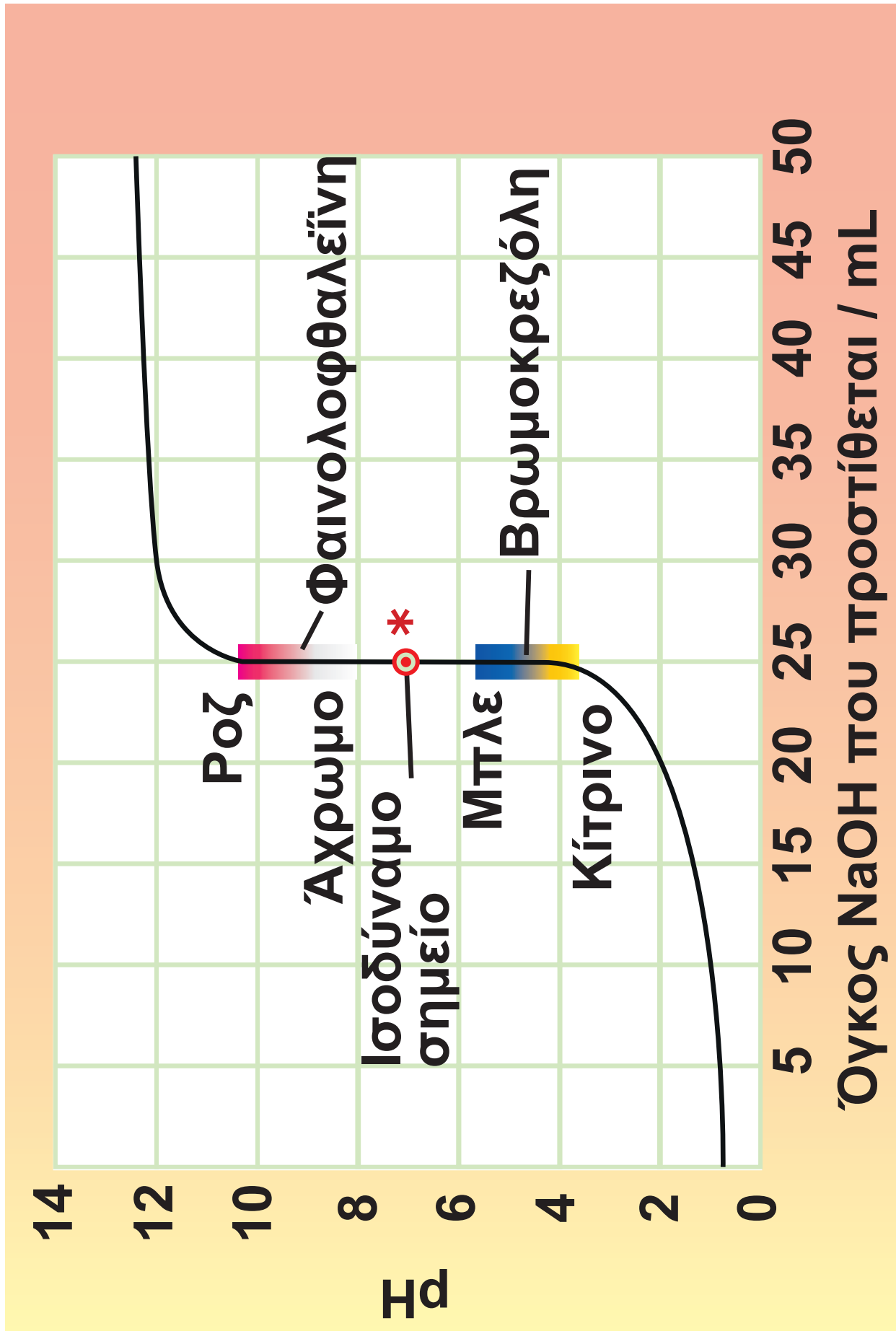
1. Ποτήρι ζέσεως που περιέχει HCl(aq) **2.** Προχοΐδα που περιέχει NaOH(aq) **3.** Πεχάμετρο

ΣΧΗΜΑ 5.13 Πειραματική διάταξη για τη μέτρηση του pH κατά τη διάρκεια της ογκομέτρησης, με βάση την οποία προκύπτει η καμπύλη ογκομέτρησης.

Στη συνέχεια θα δούμε τρεις χαρακτηριστικές περιπτώσεις ογκομετρικών αναλύσεων.

1. Ογκομέτρηση ισχυρού οξέος με ισχυρή βάση

Π.χ. ογκομέτρηση διαλύματος HCl με πρότυπο NaOH. Στο σχήμα που ακολουθεί δίνεται η καμπύλη ογκομέτρησης και το αντίστοιχο πρωτόκολλο μετρήσεων. Όπως φαίνεται στο σχήμα, στο ισοδύναμο σημείο το διάλυμα έχει $\text{pH} = 7$ (έχουμε μάθει ότι το διάλυμα NaCl έχει ουδέτερο χαρακτήρα). Κατάλληλος δείκτης για την ογκομέτρηση αυτή είναι π.χ. η φαινολοφθαλεΐνη και το πράσινο της βρωμοκρεζόλης γιατί τα πεδία pH αλλαγής χρώματος των δεικτών βρίσκονται, όπως φαίνεται στο σχήμα 5.14, στο κατακόρυφο τμήμα της καμπύλης ογκομέτρησης.



ΣΧΗΜΑ 5.14 Καμπύλη ογκομέτρησης ισχυρού οξέος με ισχυρή βάση, π.χ. διαλύματος HCl με πρότυπο διάλυμα NaOH.

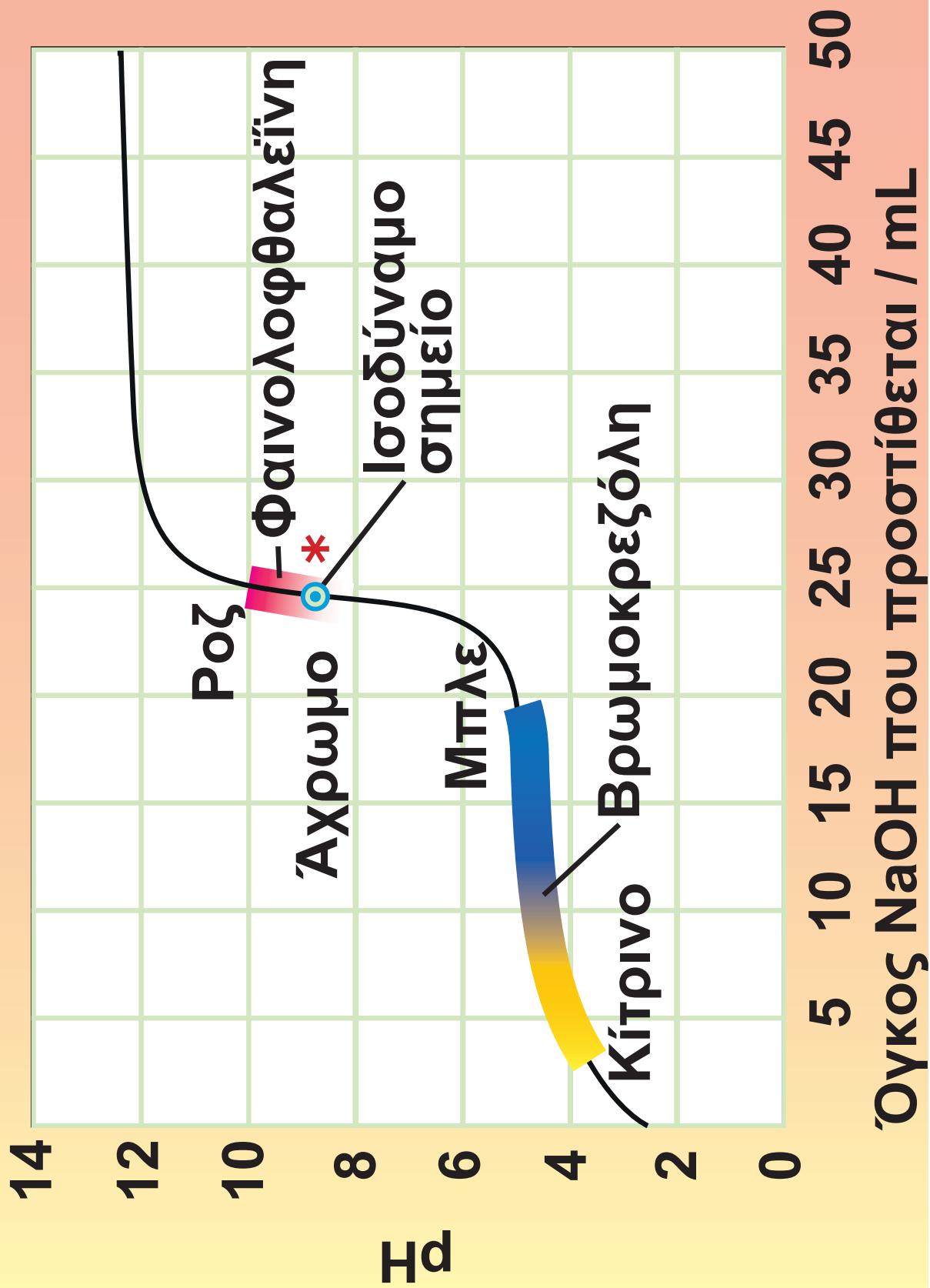
* Βλέπε πίνακα σελίδας 30

Προστιθέμενος όγκος NaOH / mL	pH
0	1.00
5	1.18
10	1.37
15	1.60
20	1.95
21	2.06
22	2.20
23	2.38
24	2.69
* 25	7.00
26	11.29
27	11.59
28	11.75
29	11.87
30	11.96
35	12.22
40	12.36
45	12.46
50	12.52

30 / 169

2. Ογκομέτρηση ασθενούς οξέος με ισχυρή βάση

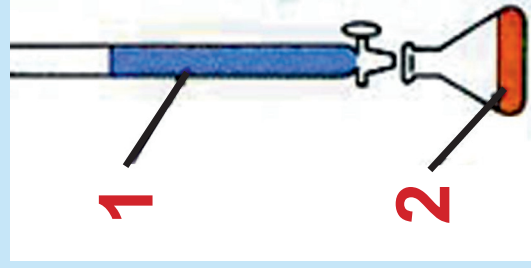
Π.χ. ογκομέτρηση διαλύματος CH_3COOH με πρότυπο NaOH . Στο σχήμα που ακολουθεί δίνεται η καμπύλη ογκομέτρησης και το αντίστοιχο πρωτόκολλο μετρήσεων. Όπως φαίνεται στο σχήμα, στο ισοδύναμο σημείο το διάλυμα έχει $\text{pH} > 7$ (το διάλυμα CH_3COONa έχει βασικό χαρακτήρα, λόγω της βάσης CH_3COO^-). Κατάλληλος δείκτης για την ογκομέτρηση αυτή είναι π.χ. η φαινολοφθαλεΐνη, καθώς το πεδίο pH αλλαγής χρώματός του περιλαμβάνει το ισοδύναμο σημείο (βλέπε σχήμα 5.15). Αντίθετα, ο δείκτης πράσινο της βρωμοκρεζόλης κρίνεται ακατάλληλος, καθώς το πεδίο pH αλλαγής χρώματός του δεν περιλαμβάνει το ισοδύναμο σημείο και ούτε βρίσκεται στο κατακόρυφο τμήμα της καμπύλης ογκομέτρησης (βλέπε σχήμα 5.15).



ΣΧΗΜΑ 5.15 Καμπύλη ογκομέτρησης ασθενούς οξέος με ισχυρή βάση, π.χ. διαλύματος CH_3COOH με πρότυπο διάλυμα NaOH .

* Βλέπε πίνακα σελίδας 34

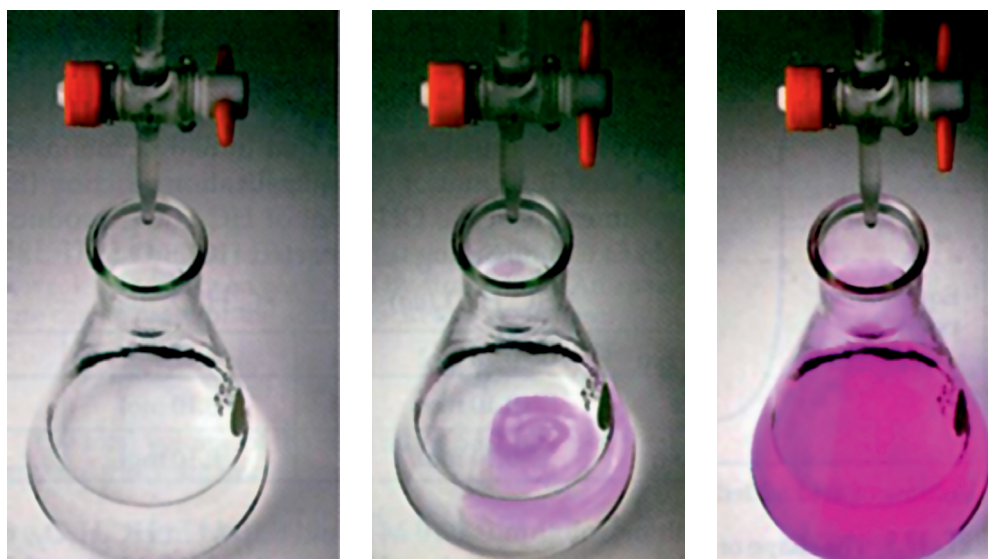
33 / 169



1. Ισχυρή βάση NaOH
2. Ισχυρό οξύ HCl

Προστιθέμενος όγκος NaOH / mL	pH
0	2.92
1	3.47
2	3.79
3	3.98
4	4.13
5	4.25
10	4.67
15	5.03
20	5.45
21	5.57
22	5.72
23	5.91
24	6.23
* 25	8.78

26	11.29
27	11.59
28	11.75
29	11.87
30	11.96
35	12.22
40	12.36
45	12.46
50	12.52

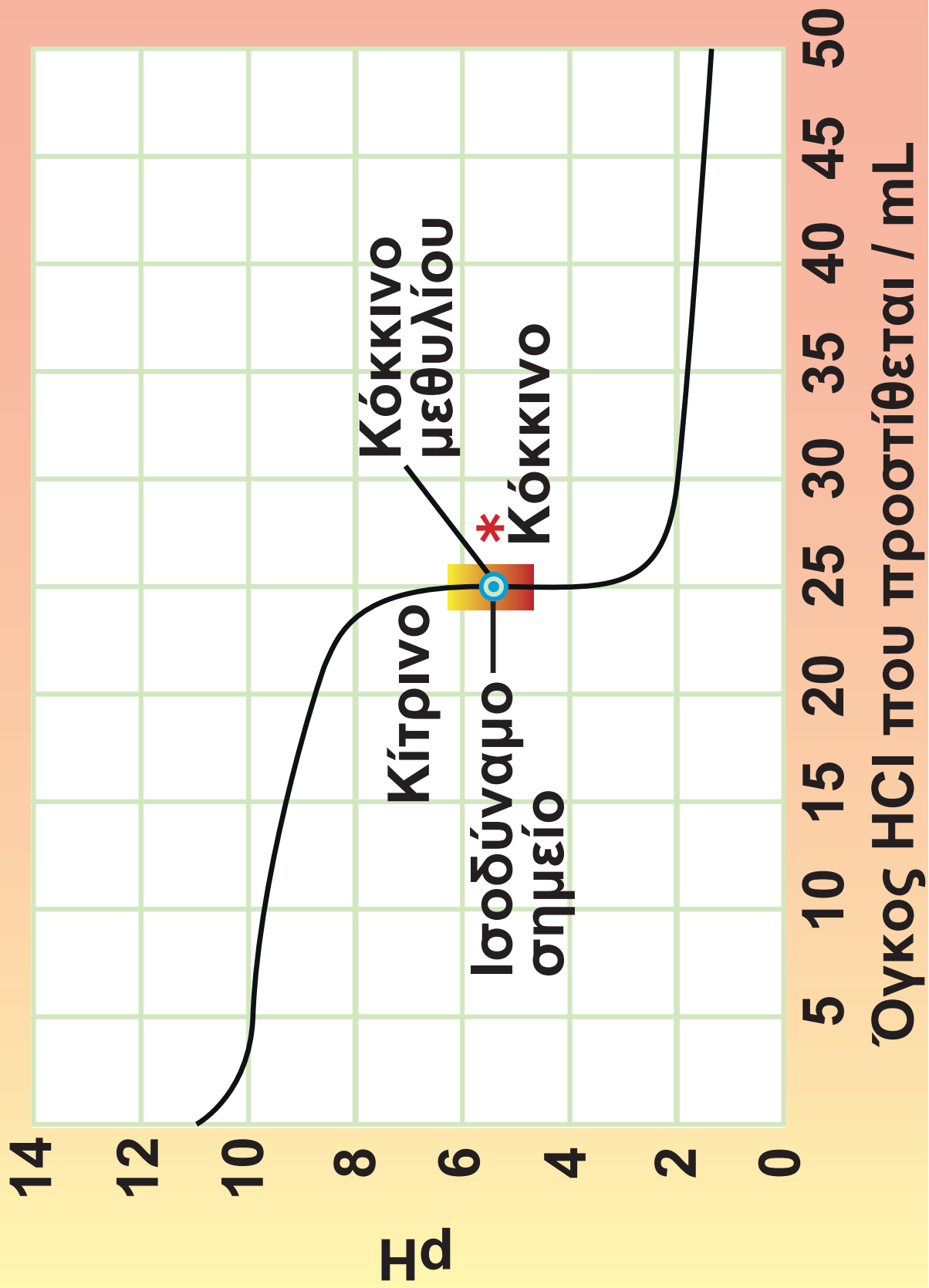


ΣΧΗΜΑ 5.16 Κατά την ογκομέτρηση οξέος (άγνωστο) με πρότυπο διάλυμα NaOH η αλλαγή του χρώματος της φαινολοφθαλεΐνης από άχρωμο σε κόκκινο πιστοποιεί το τέλος της ογκομέτρησης (ισοδύναμο σημείο).

3. Ογκομέτρηση ασθενούς βάσης με ισχυρό οξύ

Π.χ. ογκομέτρηση διαλύματος NH_3

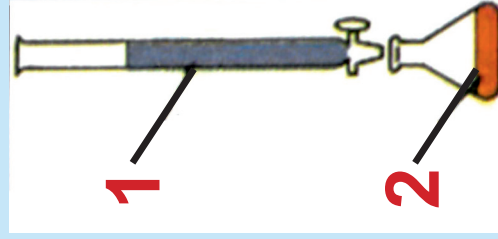
με πρότυπο διάλυμα HCl. Στο σχήμα που ακολουθεί δίνεται η καμπύλη ογκομέτρησης και το αντίστοιχο πρωτόκολλο μετρήσεων. Όπως φαίνεται στο σχήμα, στο ισοδύναμο σημείο το διάλυμα έχει $\text{pH} < 7$ (το διάλυμα NH_4Cl έχει όξινο χαρακτήρα, λόγω του οξέος NH_4^+). Κατάλληλος δείκτης για την ογκομέτρηση αυτή είναι π.χ. το κόκκινο του μεθυλίου (το πεδίο pH αλλαγής χρώματός του περιλαμβάνει το ισοδύναμο σημείο). Ενώ ακατάλληλος κρίνεται ο δείκτης φαινολοφθαλεΐνη (το πεδίο pH αλλαγής χρώματός του δεν περιλαμβάνει το ισοδύναμο σημείο και ούτε βρίσκεται στο κατακόρυφο τμήμα της καμπύλης ογκομέτρησης).



ΣΧΗΜΑ 5.17 Καμπύλη ογκομέτρησης ασθενούς βάσης με ισχυρό οξύ, π.χ. διαλύματος NH_3 με πρότυπο διάλυμα HCl .

*** ΒΛΕΨΤΕ ΠΙΝΑΚΑ ΣΕΛΙΔΑΣ 40**

39 / 170



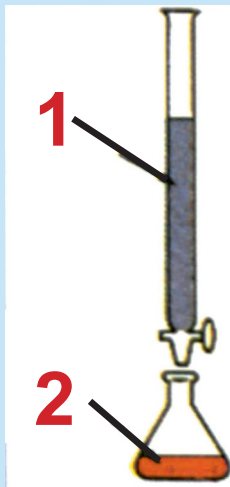
- 1. Ισχυρή βάση NaOH**
- 2. Ασθενές οξύ (CH_3COOH)**

Προστιθέμενος όγκος HCl / mL	pH
0	11.13
1	10.64
2	10.32
3	10.13
4	9.98
5	9.86
10	9.44
15	9.08
20	8.66
21	8.54
22	8.39
23	8.20
24	7.88
* 25	5.28

26	2.70
27	2.40
28	2.22
29	2.10
30	2.00
35	1.70
40	1.52
45	1.40
50	1.30



**ΣΧΗΜΑ 5.18 Κατά την ογκομέτρη-
ση της ασθενούς βάσης NH_3 με
πρότυπο διάλυμα HCl η αλλαγή
του χρώματος του ερυθρού του
μεθυλίου από κίτρινο σε κόκκινο
πιστοποιεί το τέλος της ογκομέ-
τρησης (ισοδύναμο σημείο).**



1. Ισχυρό οξύ (HCl)
2. Ασθενής βάση (NH₃)

Παράδειγμα 5.18

Διάλυμα ισχυρού μονοπρωτικού οξέος HA όγκου 500 mL και άγνωστης περιεκτικότητας ογκομετρείται με πρότυπο διάλυμα NaOH 0,2 M. Μετρήσεις του pH με τη βοήθεια πεχαμέτρου οδήγησαν στον παρακάτω πίνακα:

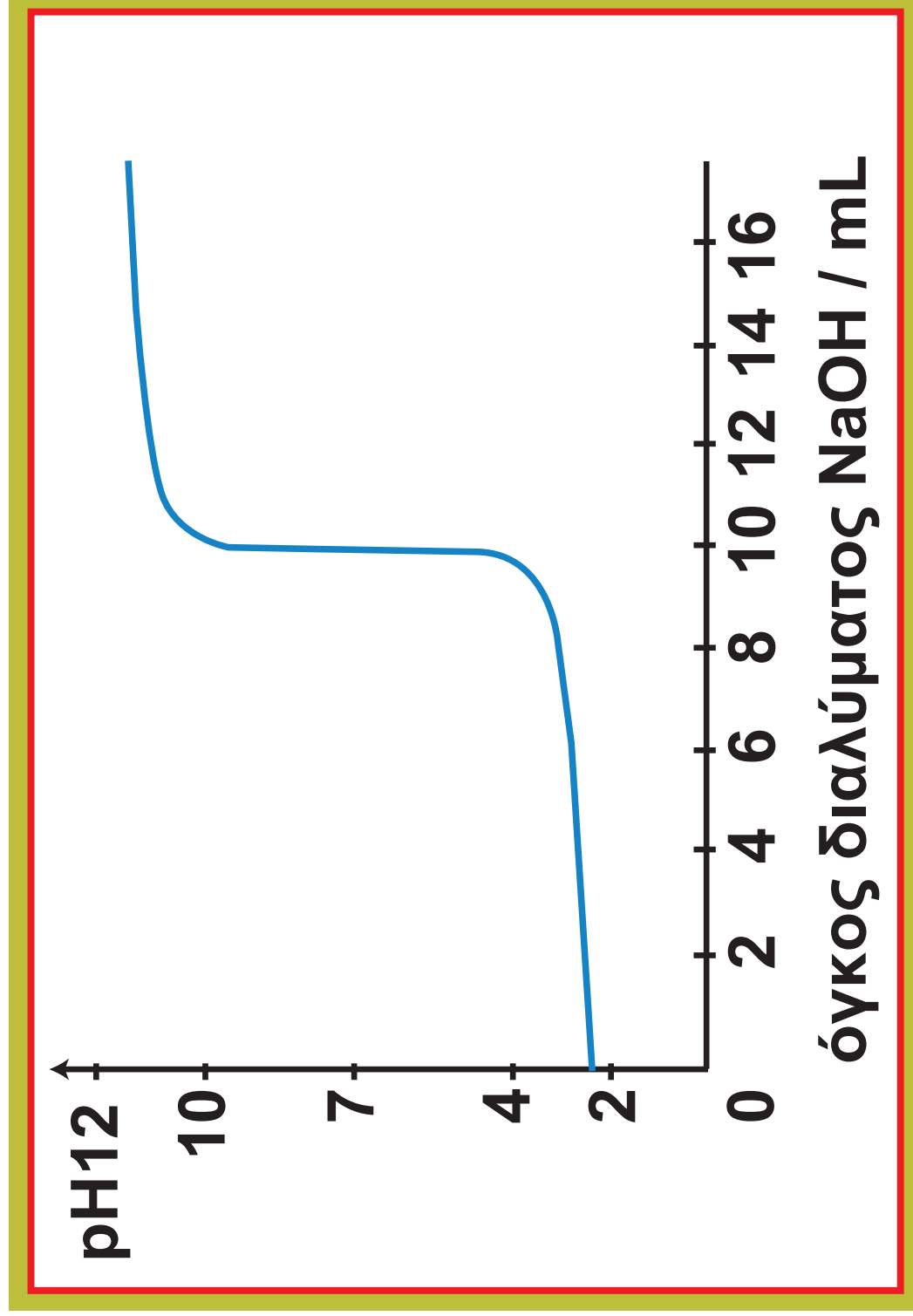
NaOH / mL	2,0	4,0	6,0	8,0	9,0	9,9	10	10,1	11	12
pH	2,50	2,62	2,81	3,10	3,41	4,41	7,00	9,60	10,6	10,9

44 / 171

- α. Να χαράξετε την καμπύλη ογκομέτρησης.
- β. Ποια είναι η συγκέντρωση του διαλύματος του HA;
- γ. Ποιο δείκτη θα διαλέγατε, ανάμεσα σ' αυτούς που δίνονται παρακάτω, για την ογκομέτρηση; Δίνονται οι περιοχές αλλαγής χρώματος αυτών: ηλιανθίνη (pH: 3 - 4,5), μπλε της βρωμοθυμόλης (pH: 6 - 7,5), φαινολοφθαλείνη (pH: 8 - 10).

ΛΥΣΗ

α. Με βάση τα δεδομένα η καμπύλη ογκομέτρησης είναι:



β. Στο ισοδύναμο σημείο, το διάλυμα θα περιέχει μόνο NaA (άλας που προκύπτει από ισχυρό οξύ με ισχυρή βάση) και επομένως θα έχει $\text{pH} = 7$. Συνεπώς, όπως φαίνεται από την καμπύλη αντίδρασης, η εξουδετέρωση του οξέος HA γίνεται με 10 mL διαλύματος NaOH 0,2 M που περιέχουν 0,002 mol NaOH. Αν θεωρήσουμε ότι η Molarity του διαλύματος HA είναι c M, τότε έχουμε:



$$\frac{1 \text{ mol}}{\frac{c}{2} \text{ mol}} = \frac{1}{0,002 \text{ mol}}$$

$$\text{ή } c = 0,004 \text{ M}$$

Άρα η Molarity του διαλύματος HA είναι 0,004 M.

γ. Διαλέγουμε δείκτη του οποίου το πεδίο pH αλλαγής χρώματος περιλαμβάνει το pH του ισοδύναμου σημείου, δηλαδή το 7. Τέτοιος δείκτης είναι το μπλε της βρωμοθυμόλης.

[5.7]

Γινόμενο διαλυτότητας

Ορισμός γινομένου διαλυτότητας

Στην ενότητα αυτή θα μελετήσουμε τις ετερογενείς ισορροπίες που λαμβάνουν χώρα μεταξύ των δυσδιάλυτων ηλεκτρολυτών και των ιόντων τους, σε κορεσμένα διαλύματα. Δε θα αναφερθούμε σε διαλύματα ευδιάλυτων ιοντικών ουσιών,

π.χ. διάλυμα NaCl , ούτε σε διαλύματα δυσδιάλυτων ομοιοπολικών ενώσεων, π.χ. διάλυμα H_3BO_3 . Θα επικεντρωθούμε σε διαλύματα δυσδιάλυτων ιοντικών ηλεκτρολυτών (άλατα και υδροξείδια μετάλλων). Στα διαλύματα αυτά η ελάχιστη ποσότητα που περιέχεται στο διάλυμα βρίσκεται αποκλειστικά σε μορφή ιόντων.

Για παράδειγμα, αν προσθέσουμε 1 mol AgCl σε $10^6 \text{ L H}_2\text{O}$ (διάλυμα Δ_1), όλη η ποσότητα του AgCl θα διαλυθεί, καθώς ο όγκος του H_2O είναι σχετικά μεγάλος. Έτσι έχουμε:

$\text{AgCl(s)} \rightarrow \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

διαλύο- 10^{-6} 10^{-6} 10^{-6}
 νται -
 παράγο-
 νται / mol
 L^{-1} :

και $[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 10^{-6} \text{ M} \cdot 10^{-6} \text{ M} =$
 $= 10^{-12} \text{ M}^2$

Με ανάλογο τρόπο, αν προστεθούν 2 mol AgCl σε $10^6 \text{ L H}_2\text{O}$ (διάλυμα Δ_2), ολόκληρη η ποσότητα του AgCl θα διαλυθεί στο νερό και θα έχουμε:

$\text{AgCl(s)} \rightarrow \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

διαλύο-
 νται -
 παρά- $2 \cdot 10^{-6}$ $2 \cdot 10^{-6}$ $2 \cdot 10^{-6}$
 γονται /
 mol L^{-1} :

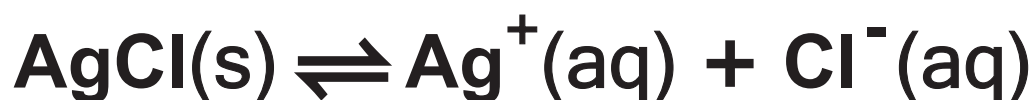
$$\begin{aligned}\text{και } [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] &= 2 \cdot 10^{-6} \cdot 2 \cdot 10^{-6} = \\ &= 4 \cdot 10^{-12} \text{ M}^2\end{aligned}$$

Αν τώρα προσθέσουμε 12 mol AgCl σε 10^6 L H₂O (διάλυμα Δ₃), τότε θα παρατηρήσουμε ότι διαλύονται μόνο 10 mol AgCl, ενώ τα υπόλοιπα 2 mol AgCl παραμένουν αδιάλυτα. Το ίδιο συμβαίνει αν προσθέσουμε 24 mol AgCl σε 10^6 L H₂O (διάλυμα Δ₄). Δηλαδή, 10 mol AgCl διαλύονται, ενώ 14 mol AgCl παραμένουν αδιάλυτα. Στις δύο αυτές τελευταίες περιπτώσεις έχουμε:

	AgCl(s) \rightleftharpoons Ag⁺(aq) + Cl⁻(aq)		
διαλύονται / M παράγονται / M	10⁻⁵	10⁻⁵	10⁻⁵
ισορροπία / M	ποσότητα στερεού	10⁻⁵	10⁻⁵

με $[Ag^+][Cl^-] = 10^{-10}$

Έχει δηλαδή αποκατασταθεί ετερογενής ισορροπία μεταξύ του εν διάλυσει και αδιάλυτου στερεού της μορφής:



Η δυναμική αυτή ισορροπία έχει την έννοια ότι, όσα ιόντα Ag^+ και Cl^- εγκαταλείπουν το κρυσταλλικό πλέγμα του AgCl σε ορισμένο χρόνο, άλλα τόσα ιόντα Ag^+ και Cl^- επιστρέφουν στο κρυσταλλικό πλέγμα στο ίδιο χρονικό διάστημα.

Η σταθερά αυτής της χημικής ισορροπίας ονομάζεται σταθερά γινομένου διαλυτότητας ή απλά γινόμενο διαλυτότητας και συμβολίζεται K_s . Η τιμή της K_s , όπως όλες οι σταθερές χημικής ισορροπίας,

εξαρτάται μόνο από τη φύση της ιοντικής ένωσης και τη θερμοκρασία.

- Το γινόμενο διαλυτότητας πολλές φορές στη διεθνή και Ελληνική βιβλιογραφία συμβολίζεται K_{sp} . Στο παρόν βιβλίο υιοθετείται η πρόταση της IUPAC και συμβολίζεται K_s .

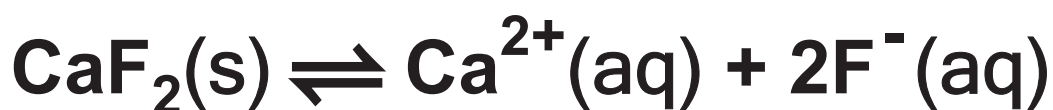
Στο συγκεκριμένο παράδειγμα το γινόμενο διαλυτότητας του AgCl δίνεται από τη σχέση:

$$K_s = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-].$$

Να σημειωθεί ότι η συγκέντρωση του στερεού AgCl δεν αναγράφεται στη σχέση K_s , αφού είναι γνωστό ότι η συγκέντρωση ενός στερεού είναι ανεξάρτητη από την ποσότητά

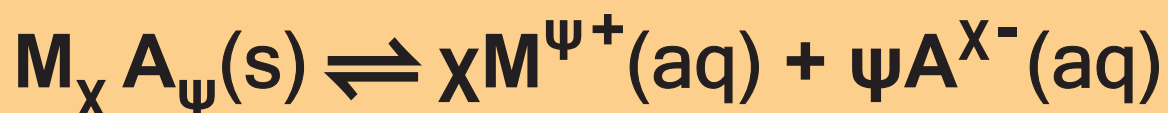
του. Επίσης να παρατηρήσουμε ότι το γινόμενο $[Ag^+][Cl^-]$ εκφράζει την τιμή $K_s = 10^{-10}$ μόνο όταν τα διαλύματα είναι κορεσμένα (διαλύματα Δ_3 και Δ_4). Αντίθετα, στα ακόρεστα διαλύματα το γινόμενο $[Ag^+][Cl^-]$ είναι μικρότερο του K_s , όπως χαρακτηριστικά φαίνεται στα διαλύματα Δ_1 και Δ_2 , όπου έχουμε $[Ag^+][Cl^-]$ ίσο με 10^{-12} και $4 \cdot 10^{-12}$, αντίστοιχα.

Με ανάλογο σκεπτικό έχουμε για τη δυσδιάλυτη ένωση CaF_2 :



$$\text{και } K_s = [Ca^{2+}][F^-]^2$$

Γενικεύοντας για μια δυσδιάλυτη ιοντική ένωση της μορφής M_xA_ψ έχουμε:



$$K_s = [M^{\psi+}]^x \cdot [A^{x-}]^\psi$$

• Η σταθερά γινομένου διαλυτότητας ή απλά γινόμενο διαλυτότητας (K_s) είναι το γινόμενο των συγκεντρώσεων των ιόντων (υψωμένων στην κατάλληλη δύναμη) ενός δυσδιάλυτου ηλεκτρολύτη σε κορεσμένο διάλυμά του.

Η τιμή της σταθεράς K_s μεταβάλλεται με τη θερμοκρασία και αποτελεί μέτρο της διαλυτότητας ενός ηλεκτρολύτη, για μια ορισμένη θερμοκρασία. Δηλαδή, όσο μεγαλύτερη είναι η τιμή της K_s τόσο πιο ευδιάλυτος είναι ο ηλεκτρολύτης.

Διαλυτότητα

Στο προηγούμενο παράδειγμα είδαμε ότι η συγκέντρωση του κορεσμένου υδατικού διαλύματος AgCl ήταν 10^{-5} mol/L . Η συγκέντρωση αυτή εκφράζει τη διαλυτότητα του AgCl στο νερό. Δηλαδή,

- Διαλυτότητα μιας ουσίας είναι η μέγιστη ποσότητα της ουσίας που μπορεί να διαλυθεί σε ορισμένη ποσότητα διαλύτη και ορισμένη θερμοκρασία. Με άλλα λόγια εκφράζει τη συγκέντρωση του αντίστοιχου κορεσμένου διαλύματος.

- Στις περιπτώσεις δυσδιάλυτων ουσιών θεωρούμε ότι ο όγκος του διαλύματος ισούται με τον όγκο του διαλύτη και αντίστοιχα η μάζα του διαλύματος ισούται με τη μάζα του διαλύτη.

Η διαλυτότητα εκφράζεται συνήθως σε:

1. % κ.ο, δηλαδή σε g διαλυμένης ουσίας ανά 100 mL διαλύτη
2. % κ.β., δηλαδή σε g διαλυμένης ουσίας ανά 100 g διαλύτη
3. mol / L, δηλαδή σε mol διαλυμένης ουσίας ανά 1 L διαλύτη.

Η διαλυτότητα ενός ηλεκτρολύτη εξαρτάται:

1. από τη φύση του ηλεκτρολύτη και του διαλύτη.

Γενικά ισχύει ο κανόνας «όμοια

57 / 173 - 174

ομοίοις διαλύονται», που σημαίνει ότι οι ιοντικές (πολικές) ενώσεις διαλύονται σε πολικούς διαλύτες και οι ομοιοπολικές (μη πολικές ή ασθενώς πολικές) σε μη πολικούς διαλύτες. Γι' αυτό το NaCl διαλύεται στο νερό και όχι στη βενζίνη.

2. από τη θερμοκρασία.

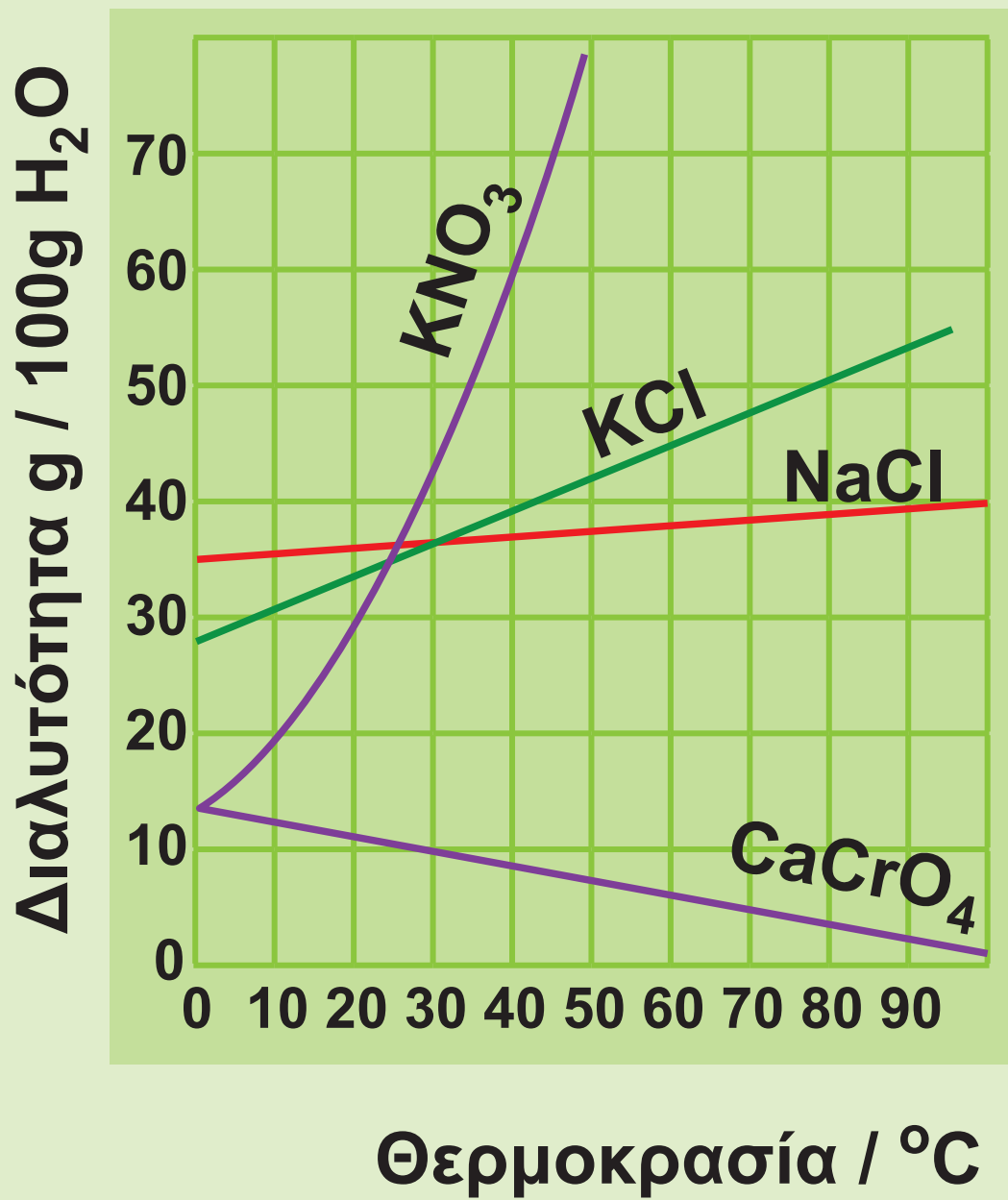
Στις περισσότερες περιπτώσεις η αύξηση της θερμοκρασίας προκαλεί αύξηση της διαλυτότητας και του γινομένου διαλυτότητας, K_s .

3. από την επίδραση κοινού ιόντος.

Αν σε κορεσμένο διάλυμα δυσδιάλυτου ηλεκτρολύτη προστεθεί άλλος ηλεκτρολύτης που έχει κοινό ιόν με τον πρώτο, τότε η ισοροπία μετατοπίζεται προς την

κατεύθυνση του αδιάλυτου στερεού, σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier. Αυτό έχει σαν αποτέλεσμα να μειωθεί η διαλυτότητα του δυσδιάλυτου ηλεκτρολύτη, όπως ακριβώς με την προσθήκη κοινού ιόντος σε διάλυμα ασθενούς ηλεκτρολύτη μειώνεται ο βαθμός ιοντισμού. Π.χ. αν προσθέσουμε ευδιάλυτο AgNO_3 ή NaCl σε διάλυμα δυσδιάλυτου ηλεκτρολύτη AgCl , η διαλυτότητα αυτού ελαττώνεται, δηλαδή η ισορροπία $\text{AgCl}(s) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(aq) + \text{Cl}^-(aq)$ μετατοπίζεται αριστερά, λόγω επίδρασης κοινού ιόντος (Ag^+ ή Cl^-).

- Συνήθως η διαλυτότητα των αερίων στα υγρά μειώνεται με την αύξηση της θερμοκρασίας και αυξάνει με την αύξηση της πίεσης.



ΣΧΗΜΑ 5.19 Διαλυτότητες διαφόρων αλάτων σε συνάρτηση με τη θερμοκρασία.

Σχέση μεταξύ της διαλυτότητας (s) και του γινομένου διαλυτότητας (K_s)

Έστω s η διαλυτότητα δυσδιάλυτης ιοντικής ένωσης M_xA_y , τότε έχουμε:

	$M_xA_y(s) \rightleftharpoons xM^{y+}(aq) + yA^{x-}(aq)$		
διαλύονται - παράγονται / M	s	x s	y s
ισορροπία / M	ποσότητα στερεού	x s	y s

$$\text{Συνεπώς, } K_s = [M^{y+}]^x [A^{x-}]^y = (xs)^x (ys)^y = x^x y^y s^{x+y}$$

Δηλαδή,

$$K_s = x^x y^y s^{x+y}$$

Με βάση την παραπάνω σχέση μπορούμε να υπολογίσουμε τη διαλυτότητα από την τιμή του K_s , και το αντίθετα το K_s από τη διαλυτότητα.

Παράδειγμα 5.19

Δίνεται ότι το γινόμενο διαλυτότητας του Ag_2CrO_4 είναι $K_s = 4 \cdot 10^{-12}$.

α. Ποια είναι η διαλυτότητα του

Ag_2CrO_4 στο H_2O ;

β. Ποια είναι η διαλυτότητα του

Ag_2CrO_4 σε διάλυμα AgNO_3

0,1 M;

γ. Ποια είναι η διαλυτότητα του

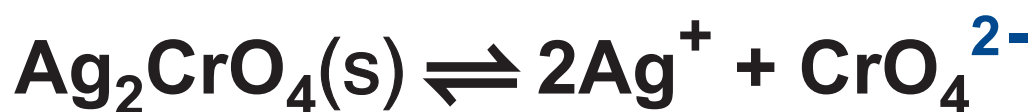
Ag_2CrO_4 σε διάλυμα K_2CrO_4

0,1 M;

δ. Συγκρίνετε τις δύο τελευταίες διαλυτότητες.

ΑΠΑΝΤΗΣΗ

α. Πρώτα υπολογίζουμε τη διαλυτότητα (s) του Ag_2CrO_4 στο H_2O .



διαλύ-
ονται -
παρά-
γονται
/ M

s

$2s$

s

$$\begin{aligned}K_s &= [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}] = (2s)^2 \cdot s = \\ &= 4 \cdot 10^{-12}\end{aligned}$$

$$\text{ή } s = 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

δηλαδή η διαλυτότητα του Ag_2CrO_4 είναι $10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$.

β. Έστω s_1 η διαλυτότητα του Ag_2CrO_4 σε διάλυμα $0,1 \text{ M AgNO}_3$. Στο διάλυμα λαμβάνουν χώρα οι εξής διαστάσεις και διαλύσεις:

	AgNO₃ → Ag⁺(aq) + NO₃⁻ (aq)	
διίστανται / Μ παράγονται	0,1	0,1
	Ag₂CrO₄(s) ⇌ 2Ag⁺(aq) + CrO₄²⁻ (aq)	
διαλύονται / Μ παράγονται	s₁	2s₁
ισορροπία / Μ	0,1 + 2s₁	
	s₁	

65 / 175

Όμως, $[Ag^+]^2[CrO_4^{2-}] = K_s$ ή $(0,1 + 2s_1)^2 \cdot s_1 = 4 \cdot 10^{-12}$.

Θεωρούμε $0,1 + 2x \approx 0,1$, οπότε έχουμε:

$$(0,1)^2 \cdot s_1 = 4 \cdot 10^{-12} \quad \text{ή} \quad s_1 = 4 \cdot 10^{-10}$$

Δηλαδή, η διαλυτότητα του Ag_2CrO_4 σε διάλυμα $0,1 \text{ M AgNO}_3$ είναι $4 \cdot 10^{-10} \text{ M}$.

γ. Έστω $s_2 \text{ mol /L}$ η διαλυτότητα του Ag_2CrO_4 σε διάλυμα K_2CrO_4 $0,1 \text{ M}$. Στο διάλυμα αυτό έχουμε τις εξής διαστάσεις:

	$\text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow 2\text{K}^+(\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$		
διίστανται / Μ παράγονται	0,1	0,2	0,1
	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$		
διαλύονται / Μ παράγονται	S ₂	2S ₂	S ₂
ισορροπία / Μ	(0,1 + S ₂)		

Αφού το διάλυμα θα είναι κορεσμένο σε Ag_2CrO_4 , ισχύει:

$$[\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}] = K_s$$

$$\text{ή } (2s_2)^2 \cdot (0,1 + s_2) = 4 \cdot 10^{-12}$$

Θεωρούμε $0,1 + s_2 \approx 0,1$ και έχουμε:

$$(2s_2)^2 \cdot 0,1 = 4 \cdot 10^{-12} \text{ ή}$$

$$s_2 = 10^{-5,5} \text{ M}$$

δ. Βλέπουμε ότι με την παρουσία κοινού ιόντος Ag^+ ή CrO_4^{2-} η διαλυτότητα του Ag_2CrO_4 ελαττώνεται. Η επίδραση του κοινού ιόντος Ag^+ είναι μεγαλύτερη από την αντίστοιχη του CrO_4^{2-} , γιατί είναι μεγαλύτερη η δύναμη στην οποία υψώνεται η $[\text{Ag}^+]$ από αυτήν που υψώνεται η $[\text{CrO}_4^{2-}]$ στην έκφραση της K_s . Με άλλα λόγια, προκαλείται μεγαλύτερη επίδραση από

ΤΟ ΚΟΙΝΟ ΙΟΝ ΠΟΥ ΈΧΕΙ ΜΕΓΑΛΥΤΕΡΟ ΣΥΝΤΕΛΕΣΤΗ ΣΤΗΝ ΕΞΙΣΩΣΗ ΔΙΑΣΤΑΣΗΣ.

Πρόβλεψη σχηματισμού ιζήματος

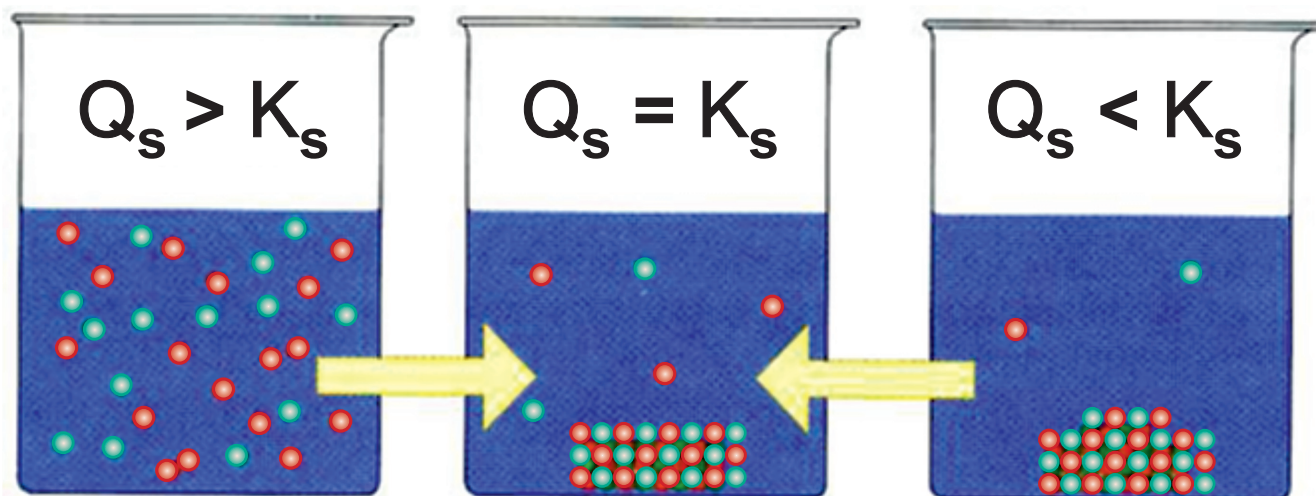
Με βάση τα όσα αναφέρθηκαν προκύπτει ότι για να σχηματιστεί ένα ίζημα, είναι απαραίτητο να υπάρχουν οι κατάλληλες συγκεντρώσεις των ιόντων τους στο διάλυμα. Θα πρέπει δηλαδή το γινόμενο των συγκεντρώσεων των ιόντων τους αφού υψωθούν στην κατάλληλη δύναμη να υπερβαίνει την τιμή της σταθεράς γινομένου διαλυτότητας, K_s . Το γινόμενο αυτό ονομάζεται γινόμενο ιόντων και συμβολίζεται Q_s . Για ένα δυσδιάλυτο ηλεκτρολύτη της μορφής M_xA_ψ έχουμε:

$Q_s = [M^{\psi+}]^x [A^{x-}]^{\psi}$. Κριτήριο λοιπόν για την πρόβλεψη σχηματισμού ή μη ιζήματος είναι η σύγκριση του γινομένου των ιόντων Q_s , που υπάρχουν μια δεδομένη στιγμή στο διάλυμα, με την τιμή K_s . Δηλαδή:

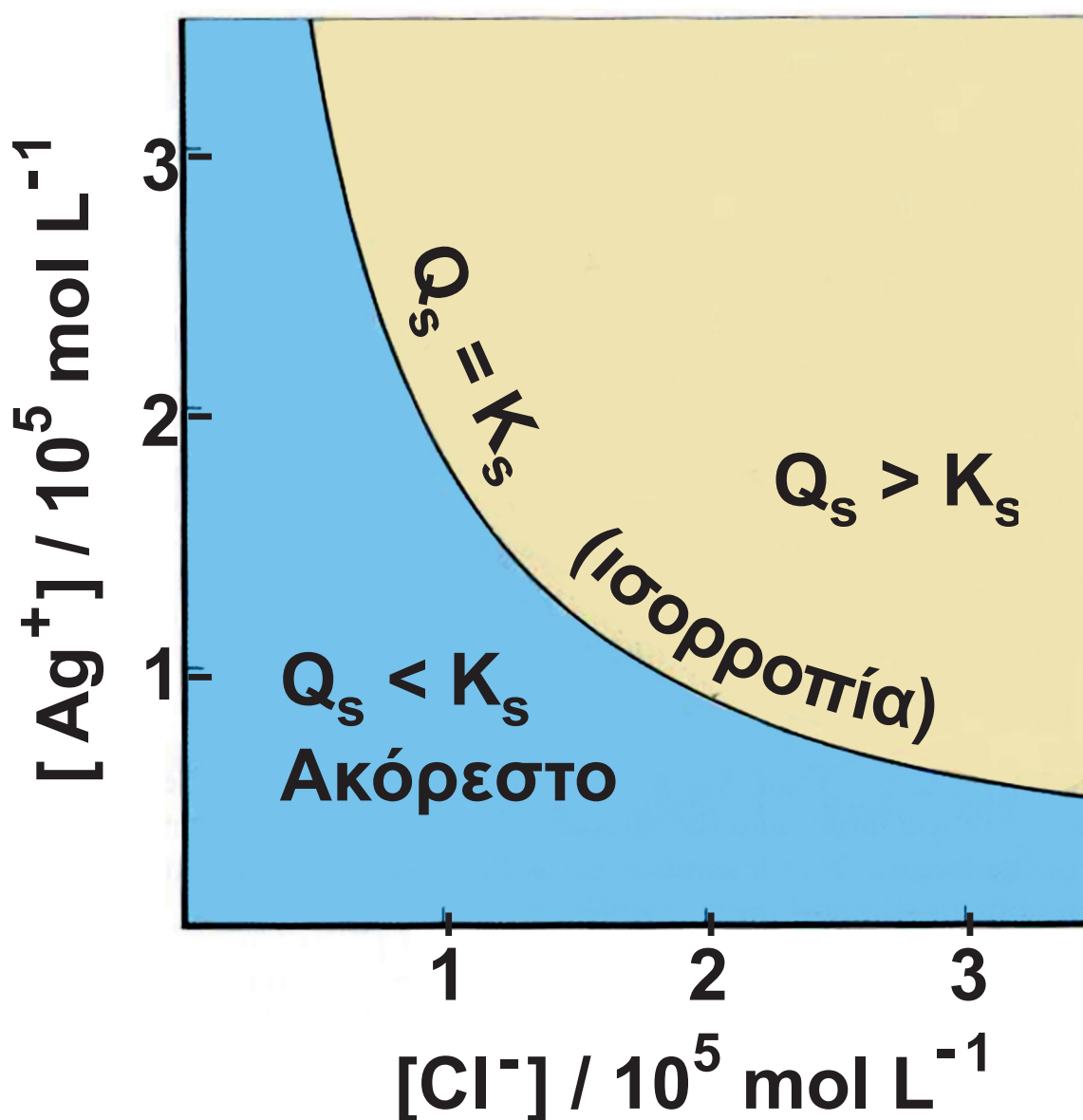
$Q_s < K_s$: ακόρεστο διάλυμα και αν υπάρχει ίζημα αυτό διαλύεται.

$Q_s = K_s$: κορεσμένο διάλυμα, χωρίς να σχηματίζεται ίζημα.

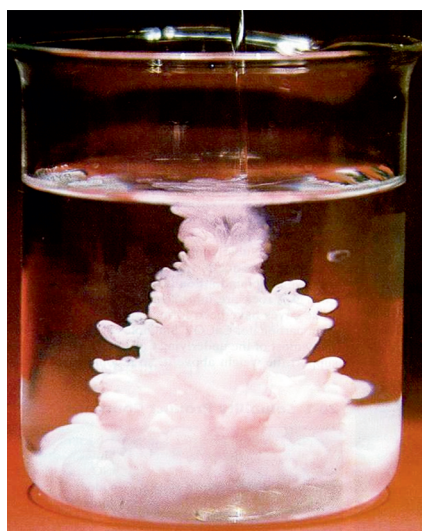
$Q_s > K_s$: σχηματίζεται ίζημα μέχρις ότου το Q_s μεταβληθεί σε $Q'_s = K_s$.



ΣΧΗΜΑ 5.20 Ανάλογα με την τιμή που έχει το Q_s μια δεδομένη στιγμή σε σχέση με το K_s έχουμε είτε καταβύθιση (αριστερό δοχείο) είτε διάλυση του δυσδιάλυτου ηλεκτρολύτη (δεξιό δοχείο), ώστε να αποκατασταθεί η ισορροπία που εικονίζεται στο μεσαίο δοχείο.



ΣΧΗΜΑ 5.21 α. Διαγραμματική απεικόνιση των συνθηκών κάτω από τις οποίες σχηματίζεται ίζημα AgCl



β. σχηματισμός ιζήματος AgCl κατά την ανάμιξη διαλύματος AgNO_3 με διάλυμα NaCl .



ΣΧΗΜΑ 5.22 Σχηματισμός ιζήματος PbI_2 κατά την ανάμιξη διαλύματος $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ με διάλυμα KI .

73 / 176 - 177

Παράδειγμα 5.20

Σε διάλυμα MgCl_2 0,01 M προσθέτουμε καθαρό NaOH .

Αν $K_s \text{Mg(OH)}_2 = 9 \cdot 10^{-12}$ να βρεθούν:

- η μέγιστη επιτρεπτή $[\text{OH}^-]$ για να μη σχηματιστεί ίζημα Mg(OH)_2 ,
- η ελάχιστη επιτρεπτή $[\text{OH}^-]$ για να καταβυθιστεί Mg(OH)_2 .

ΛΥΣΗ

Κατά την προσθήκη καθαρού NaOH στο διάλυμα δε μεταβάλλεται ο όγκος του διαλύματος. Στο νέο διάλυμα η συγκέντρωση του MgCl_2 παραμένει 0,01 M, ενώ η συγκέντρωση του NaOH έστω ότι είναι x M. Προφανώς μετά από πλήρη διάσταση του MgCl_2 και του NaOH έχουμε:

$[\text{Mg}^{2+}] = 0,01 \text{ M}$ και $[\text{OH}^-] = x \text{ M}$.

α. Για να μη σχηματιστεί ίζημα $\text{Mg}(\text{OH})_2$ πρέπει:

$$Q_s = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 \leq K_s$$

$$\text{ή } 0,01 \cdot x^2 \leq 9 \cdot 10^{-12} \text{ ή}$$

$$x \leq 3 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{άρα: } [\text{OH}^-]_{\text{max}} = 3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

β. Για να καταβυθιστεί $\text{Mg}(\text{OH})_2$ πρέπει:

$$Q_s = [\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 > K_s$$

$$\text{ή } 0,01 \cdot x^2 > 9 \cdot 10^{-12} \text{ ή}$$

$$x > 3 \cdot 10^{-5}$$

Δηλαδή για να σχηματιστεί ίζημα πρέπει η συγκέντρωση OH^- να είναι λίγο μεγαλύτερη από $3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$.

Εφαρμογή

Σε διάλυμα $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ 0,01 M όγκου 1 L, προσθέτουμε καθαρό NaF. Να βρεθούν:

α. η μέγιστη επιτρεπτή ποσότητα NaF για να μη σχηματιστεί ίζημα CaF_2 ,

β. η ελάχιστη επιτρεπτή ποσότητα NaF για να καταβυθιστεί CaF_2 .

Δίνεται $K_s \text{CaF}_2 = 4 \cdot 10^{-12}$.

$$2 \cdot 10^{-5} \text{ mol NaF}$$

Παράδειγμα 5.21

Αναμειγνύονται 2 L διαλύματος AgNO_3 10^{-4} M με 2 L διαλύματος NaCl $4 \cdot 10^{-5}$ M. Να προβλέψετε αν θα σχηματιστεί ίζημα AgCl και αν

ναι, πόσα mol AgCl καταβυθίζονται;
Δίνεται $K_s \text{ AgCl} = 10^{-10}$.

ΛΥΣΗ

Τη στιγμή της ανάμιξης οι συγκεντρώσεις των δύο αλάτων στο διάλυμα είναι:

$\text{AgNO}_3: 5 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ και

$\text{NaCl} : 2 \cdot 10^{-5} \text{ M}$.

Τα άλατα δίστανται πλήρως και δίνουν:

$[\text{Ag}^+] = 5 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ και

$[\text{Cl}^-] = 2 \cdot 10^{-5} \text{ M}$. Τη στιγμή της ανάμιξης:

$$Q_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 5 \cdot 10^{-5} \cdot 2 \cdot 10^{-5} = 10^{-9} > K_s$$

Συνεπώς, μετά την ανάμιξη θα καταβυθιστεί ποσότητα AgCl μέχρις ότου

Το Q_s γίνει $Q'_s = K_s$.

	Ag^+	+	Cl^-	\rightleftharpoons	$AgCl(s)$
αρχικά / M	$5 \cdot 10^{-5}$		$2 \cdot 10^{-5}$		-
καταβυθίζονται σχηματίζονται / M	x		x		x
ισορροπία /M	$(5 \cdot 10^{-5} - x)$		$(2 \cdot 10^{-5} - x)$		x

78 / 178

Στην ισορροπία:

$$[Ag^+][Cl^-] = K_s \text{ ή } (5 \cdot 10^{-5} - x)(2 \cdot 10^{-5} - x) = 10^{-10}$$

ή $x_1 = 1,7 \cdot 10^{-5}$ και $x_2 = 5,3 \cdot 10^{-5}$, πρέπει:

$0 < x < 2 \cdot 10^{-5}$ και η δεκτή ρίζα είναι $x_1 = 1,7 \cdot 10^{-5}$ και αφού το διάλυμα έχει όγκο 4 L η ποσότητα του AgCl που θα καταβυθιστεί είναι $4 \cdot 1,7 \cdot 10^{-5} \text{ mol} = 6,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$.

Εφαρμογή

Αναμειγνύονται 2 L διαλύματος BaCl_2 0,01 M με 8 L διαλύματος Na_2SO_4 10^{-5} M. Πόσα mol ιζήματος θα σχηματιστούν;

Δίνεται $K_{\text{s}} \text{BaSO}_4 = 10^{-10}$.

$$7,95 \cdot 10^{-7} \text{ mol BaSO}_4$$

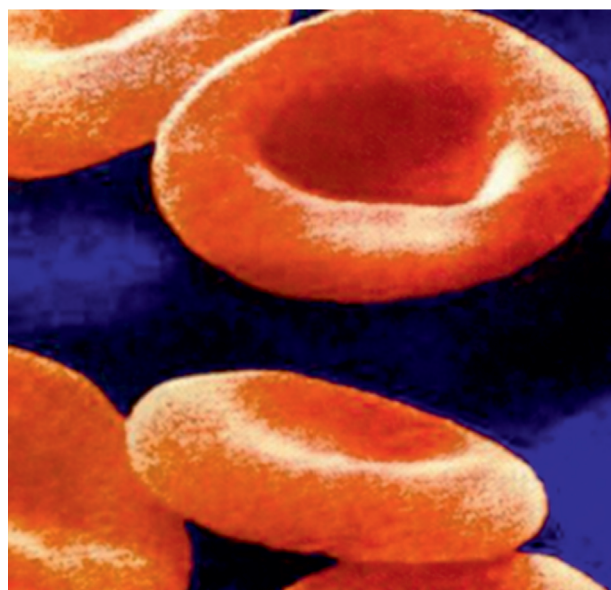
Γνωρίζεις ότι...



Ρυθμιστικά διαλύματα στο αίμα μας

Η παρουσία ρυθμιστικών διαλυμάτων στο αίμα, καθώς και σε άλλα υγρά του οργανισμού μας, έχει θεμελιώδη σημασία. Αυτό συμβαίνει κυρίως γιατί οι διάφορες βιολογικές διεργασίες που λαμβάνουν χώρα στον οργανισμό μας γίνονται παρουσία ενζύμων, που ως γνωστό η δράση

τους επηρεάζεται σε σημαντικό βαθμό από το pH. Η κανονική τιμή του pH του πλάσματος του αίματος του ανθρώπου είναι μεταξύ 7,35 - 7,45. Μικρές αλλαγές στην τιμή του pH της τάξεως του δέκατου της μονάδος μπορούν να προκαλέσουν σοβαρές ασθένειες ή ακόμα το θάνατο.



Οξέωση έχουμε όταν η τιμή του pH πέσει κάτω από την κανονική τιμή, π.χ. γίνει 7,2. Αυτό μπορεί να προέλθει από καρδιακή ή νεφρική ανεπάρκεια, από παρατεταμένη διάρροια ή ακόμα από εξαντλητική γυμναστική κ.λπ. Συνέπεια αυτού είναι ο ασθενής να περιέλθει σε κωματώδη κατάσταση. Με άλλα λόγια αυτή η ελάχιστη μεταβολή στο pH, που αντιστοιχεί σε αύξηση της $[H_3O^+]$ της τάξεως του $4 \cdot 10^{-8}$ M, μπορεί να φέρει έναν υγιή άνθρωπο κοντά στο θάνατο.

Αλκάλωση έχουμε όταν το pH του αίματος υπερβεί την τιμή 7,6 και αυτό συνοδεύεται με μυϊκή ακαμ-

ψία. Αξίζει να σημειώσουμε ότι οι ορειβάτες που σκαρφαλώνουν σε μεγάλα ύψη, π.χ. στην κορυφή του Έβερεστ (8848 m), παρουσιάζουν υψηλές τιμές pH στο αίμα τους, π.χ. 7,7 - 7,8, λόγω της ταχύπνοιας που παρουσιάζουν εξ αιτίας της πολύ χαμηλής πίεσης του οξυγόνου.

Το πλάσμα του αίματος διατηρείται σε σχεδόν σταθερή τιμή pH με τη βοήθεια ρυθμιστικών διαλυμάτων, όπως ανθρακικών, φωσφορικών αλάτων και πρωτεϊνών.

Απ' αυτά ίσως σημαντικότερο είναι το σύστημα $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$, του οποίου η ρυθμιστική δράση στηρίζεται στην ισορροπία:

$$\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$$

Το CO_2 εισέρχεται στο αίμα, σε μορφή H_2CO_3 , κατά τη διάρκεια της λειτουργίας αναπνοής (το CO_2 ανταλλάσσεται με το O_2 στους πνεύμονες). Η περιεκτικότητα του αίματος σε H_2CO_3 καθορίζεται από το ποσό του CO_2 που εκπνέουμε, το οποίο συσχετίζεται με την ταχύτητα και το βάθος εισπνοής. Η κανονική γραμμομοριακή σχέση $\text{HCO}_3^- / \text{H}_2\text{CO}_3$ στο αίμα είναι 20/1. Αν η συγκέντρωση του HCO_3^- αυξηθεί σε σχέση με αυτή του H_2CO_3 τότε το pH του αίματος αυξάνεται (αλκάλωση). Αν η συγκέντρωση του H_2CO_3 αυξηθεί σε σχέση με αυτή του HCO_3^- ,

τότε το pH του αίματος μειώνεται (οξέωση).

Για να αντιληφθείτε την υψηλή ρυθμιστική ικανότητα του αίματος, ας υποθέσουμε ότι προσθέτουμε 0,01 mol HCl σε 1 L αίματος. Τότε, το pH του αίματος μεταβάλλεται από 7,4 σε 7,2. Αν κάνουμε το ίδιο πείραμα, προσθέτοντας 0,01 mol HCl σε 1 L αλατόνευρου (που είναι ισοτονικό προς το αίμα), το pH θα μεταβληθεί από 7,0 σε 2,0.

Η αιμογλοβίνη που υπάρχει στα ερυθρά αιμοσφαίρια, που εικονίζονται δίπλα, μεταφέρει το οξυγόνο στους ιστούς. Η ισορροπία κλειδί γι' αυτή τη δράση είναι:
$$\text{Hb} + \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HbO}_2^-$$
. Δηλαδή

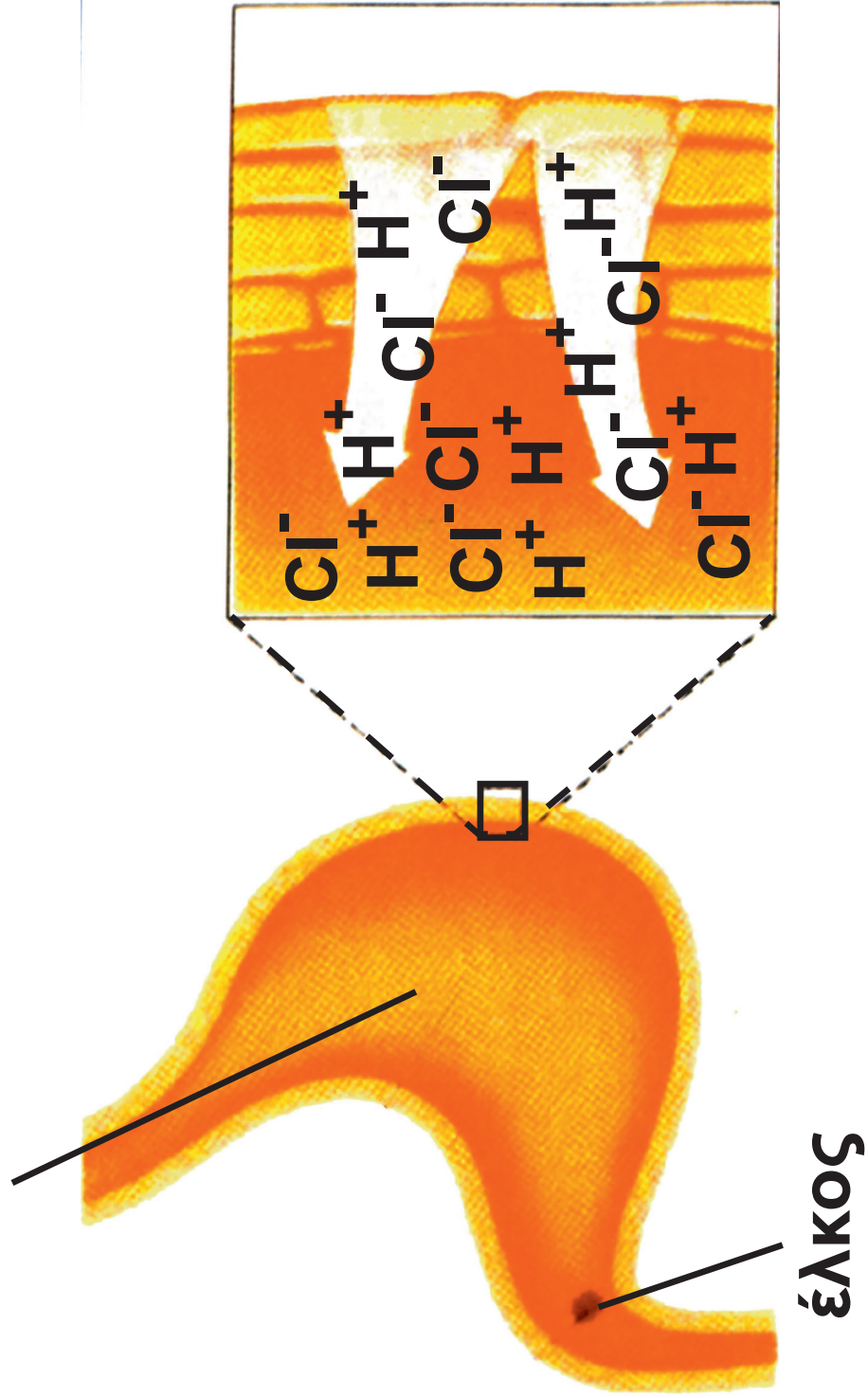
η θεμελιώδης αυτή δράση ελέγχεται από το pH. Σε όξινο περιβάλλον η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα αριστερά, πράγμα που σημαίνει ότι η αιμογλοβίνη δεν μπορεί να συγκρατήσει σταθερά το O_2 , ενώ σε βασικό περιβάλλον η ισορροπία μετατοπίζεται δεξιά, πράγμα που σημαίνει ότι η αιμογλοβίνη δεν αφήνει εύκολα το O_2 στους ιστούς.

Οξέα στο στομάχι μας

Το pH στο στομάχι μας είναι περίπου 1 και οφείλεται στην παρουσία υδροχλωρικού οξέος, που εκκρίνεται από τα τοιχώματα του στομάχου, όπως φαίνεται στο παρακάτω σχήμα. Αυτή η συγκέντρωση του οξέος είναι

ικανή να διαλύσει ακόμα και ένα κομμάτι μέταλλο, π.χ. Zn. Σε μερικούς ανθρώπους η ποσότητα του οξέος που εκκρίνεται στο στομάχι είναι περισσότερη από ό,τι χρειάζεται για τη χώνευση των τροφών, με αποτέλεσμα να προκαλούνται στομαχικές διαταραχές. Για την καταπολέμηση αυτού χρησιμοποιούνται οι λεγόμενες αντιόξινες ουσίες (antacids), δηλαδή βάσεις, όπως η σόδα - NaHCO_3 , το γάλα της μαγνησίας - $\text{Mg}(\text{OH})_2$ κ.λπ., τα οποία εξουδετερώνουν την περίσσεια του οξέος.

Τα υγρά του στομάχου
έχουν pH περίπου 1



Ανακεφαλαίωση

- 1.** Διάσταση ιοντικής ηλεκτρολυτικής ένωσης είναι η απομάκρυνση των ιόντων του κρυσταλλικού πλέγματος. Η ηλεκτρολυτική διάσταση επιτυγχάνεται συνήθως με διάλυση στο H_2O π.χ. $\text{NaCl(s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$.
Ιοντισμός ομοιοπολικής ένωσης σε υδατικό διάλυμα ονομάζεται η αντίδραση των μορίων της ένωσης με τα μόρια του νερού προς σχηματισμό ιόντων. Αν η ένωση δίνει πρωτόνιο στο H_2O ονομάζεται οξύ (θεωρία Brönsted - Lowry). Για παράδειγμα το HCl είναι οξύ επειδή

$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$. Αν η ένωση δέχεται πρωτόνιο από το H_2O ονομάζεται βάση. Για παράδειγμα η NH_3 είναι βάση, επειδή $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$.

2. Ένα οξύ που ιοντίζεται πλήρως ($\alpha = 1$) στο H_2O λέγεται ισχυρό, ενώ ένα οξύ που ιοντίζεται μερικώς ($\alpha < 1$) λέγεται ασθενές. Τα αντίστοιχα ισχύουν για τις βάσεις.

3. Γενικώς ισχύει



οξύ πρωτόνιο βάση

Η βάση A^- ονομάζεται συζυγής του οξέος HA και το ζεύγος HA / A^- ονομάζεται συζυγές ζεύγος.

4. Σε κάθε υδατικό διάλυμα στους 25 °C έχουμε:

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}.$$

5. Ορίζουμε $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ και $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$.

6. Σε όξινα υδατικά διαλύματα έχουμε: $\text{pH} < 7 < \text{pOH}$.
Σε βασικά υδατικά διαλύματα έχουμε: $\text{pH} > 7 > \text{pOH}$.
Σε ουδέτερα υδατικά διαλύματα έχουμε: $\text{pH} = 7 = \text{pOH}$.

7. Η σταθερά ιοντισμού ασθενούς οξέος HA είναι:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}.$$

8. Η σταθερά ιοντισμού ασθενούς βάσης B είναι:

$$K_b = \frac{[H_B^+][OH^-]}{[B]}$$

9. Ο νόμος αραίωσης του Ostwald

είναι: $K_a = \frac{\alpha^2 c}{1 - \alpha}$. Αν $\alpha \leq 0,1$ τότε
 $K_a = \alpha^2 c$.

10. Η σχέση που συνδέει την K_a ασθενούς οξέος HA και την K_b της συζυγούς του βάσης A^- είναι: $K_{HA} \cdot K_{A^-} = K_w$.

11. Αν σε ένα διάλυμα υπάρχουν δύο ή περισσότεροι ηλεκτρολύτες που έχουν ένα κοινό ιόν, π.χ. το A^- , τότε η συγκέντρωση

ισορροπίας του A^- που ικανοποιεί όλες τις ισορροπίες είναι μία και μόνη.

12. Σε ένα διάλυμα που περιέχει ασθενές οξύ HA $C_{οξ}$ M και τη συζυγή του βάση, π.χ. NaA $C_{βασ}$ M, μετά από τις σχετικές προσεγγίσεις, ισχύει:

$$[H_3O^+] = K_a \frac{C_{οξ}}{C_{βασ}}$$

Αντίστοιχη σχέση ισχύει για διάλυμα ασθενούς βάσης BOH και του συζυγούς οξέος της, π.χ.

$$BCl: [OH^-] = K_b \frac{C_{βασ}}{C_{οξ}}$$

13. Ρυθμιστικά ονομάζονται τα διαλύματα των οποίων το pH μένει περίπου σταθερό, όταν προστεθεί σε αυτά μικρή αλλά υπολογίσιμη ποσότητα ισχυρών οξέων ή βάσεων. Τα διαλύματα αυτά διατηρούν σταθερό το pH και κατά την αραίωσή τους σε κάποια όρια. Στα ρυθμιστικά διαλύματα ισχύει η εξίσωση των Henderson και Hasselbalch:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{C_{\text{βάσης}}}{C_{\text{οξέος}}}$$

14. Δείκτες οξέων - βάσεων (πρωτολυτικοί δείκτες) είναι ουσίες των οποίων το χρώμα αλλάζει ανάλογα με το pH του διαλύματος στο οποίο προστίθενται.

15. Ογκομέτρηση είναι η διαδικασία προσδιορισμού μιας ουσίας με μέτρηση του όγκου διαλύματος γνωστής συγκέντρωσης, που χρειάζεται για την πλήρη αντίδραση με την ουσία.

16. Σταθερά γινομένου διαλυτότητας ή γινόμενο διαλυτότητας (K_s) για ένα δυσδιάλυτο ηλεκτρολύτη, π.χ. το $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, είναι η τιμή του γινομένου $[\text{Ca}^{2+}]^3[\text{PO}_4^{3-}]^2$ σε κορεσμένο διάλυμά του.

17. Διαλυτότητα μιας ουσίας σε ορισμένο διαλύτη και καθορισμένη θερμοκρασία ονομάζεται η συγκέντρωση της ουσίας σε mol/L στο αντίστοιχο κορεσμένο διάλυμα.

18. Πρόβλεψη σχηματισμού

ιζήματος:

Αν $Q_s < K_s$ το διάλυμα είναι
ακόρεστο.

Αν $Q_s = K_s$ το διάλυμα είναι
κορεσμένο, χωρίς να σχηματίζε-
ται ίζημα.

Αν $Q_s > K_s$ τότε σχηματίζεται
ίζημα μέχρις ότου το Q_s μετα-
βληθεί σε $Q_s' = K_s$.



Λέξεις - κλειδιά

Διάσταση

Ιοντισμός

Οξύ - βάση

Brønsted - Lowry

Συζυγές οξύ

Συζυγής βάση

Συζυγές ζεύγος

pH

Σταθερά ιοντισμού

Βαθμός ιοντισμού

Νόμος του Ostwald

Κοινό ιόν

Ρυθμιστικό διάλυμα

Δείκτης

Ογκομέτρηση

Γινόμενο διαλυτότητας

Διαλυτότητα

Κορεσμένο διάλυμα

Ακόρεστο διάλυμα

Ερωτήσεις - Ασκήσεις - Προβλήματα

Ερωτήσεις επανάληψης

1. Πώς γίνεται η διάλυση μιας ιοντικής ένωσης, π.χ. NaCl , στο νερό;
2. Τι ονομάζεται οξύ και τι βάση σύμφωνα με τη θεωρία των Brønsted - Lowry;
3. Πώς γίνεται η διάλυση του HF στο νερό;
4. Να γράψετε την εξίσωση ιοντισμού της NH_3 στο νερό.
5. Πότε ένα οξύ χαρακτηρίζεται ασθενές σε υδατικό διάλυμα και πότε ισχυρό; Να δώσετε σχετικά παραδείγματα.

- 6. Πότε μια βάση χαρακτηρίζεται ασθενής σε υδατικό διάλυμα και πότε ισχυρή; Να δώσετε σχετικά παραδείγματα**
- 7. Πώς ορίζονται το pH και το pOH ;**
- 8. Ποια σχέση ισχύει μεταξύ pH και pOH στους $25\text{ }^{\circ}C$:
i. σε ουδέτερα διαλύματα, ii. σε όξινα διαλύματα, iii. σε βασικά διαλύματα;**
- 9. Πώς ορίζεται η σταθερά ιοντισμού ασθενούς οξέος HA σε υδατικό διάλυμα και από τι εξαρτάται;**
- 10. Πώς ορίζεται η σταθερά ιοντισμού ασθενούς βάσης B σε υδατικό διάλυμα και από τι εξαρτάται;**

- 11.** Ποιος είναι ο νόμος αραίωσης του Ostwald;
- 12.** Ποια σχέση συνδέει την K_a ασθενούς οξέος HA με την K_b της συζυγούς βάσης (A^-);
- 13.** Τι είναι ρυθμιστικά διαλύματα;
- 14.** Τι ονομάζονται πρωτολυτικοί δείκτες και που χρησιμοποιούνται;
- 15.** Τι ονομάζεται διαλυτότητα μιας ουσίας σε ένα διαλύτη;
- 16.** Πώς ορίζεται η σταθερά γινομένου διαλυτότητας (K_s) ενός δυσδιάλυτου ισχυρού ηλεκτρολύτη, π.χ., $Ca_3(PO_4)_2$;

Ασκήσεις - Προβλήματα

α. Υδατικά διαλύματα ισχυρών οξέων και ισχυρών βάσεων

17. Να συμπληρώσετε τα κενά στις ακόλουθες προτάσεις.

- α. Δεν μπορεί να εκδηλωθεί ο όξινος χαρακτήρας χωρίς την παρουσία και δεν μπορεί να εκδηλωθεί ο χαρακτήρας χωρίς την παρουσία οξέος.
- β. Οξύ είναι η ουσία που μπορεί να ένα ή περισσότερα πρωτόνια. Βάση είναι η ουσία που μπορεί να ένα ή περισσότερα πρωτόνια.
- γ. Η βάση A^- λέγεται..... του οξέος HA .

Το οξύ HB^+ λέγεται
..... της βάσης B.
Το ζεύγος HA και A^- ονομά-
ζεται ζεύγος.
Το ζεύγος HF και
ονομάζεται συζυγές ζεύγος.

18. Να χαρακτηρίσετε με ένα Σ όσες
από τις επόμενες προτάσεις
είναι σωστές και με ένα Λ όσες
είναι λανθασμένες.

α. Το συζυγές οξύ της NH_3 είναι
το NH_4^+ .

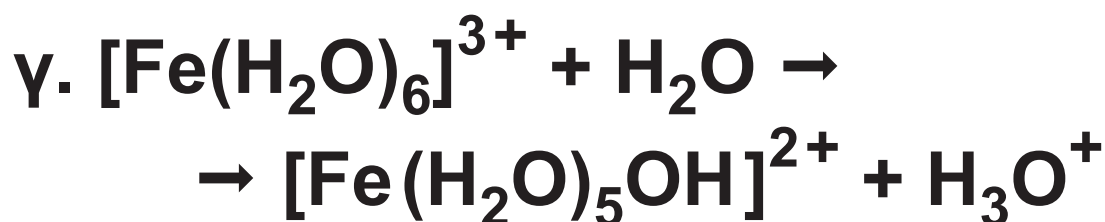
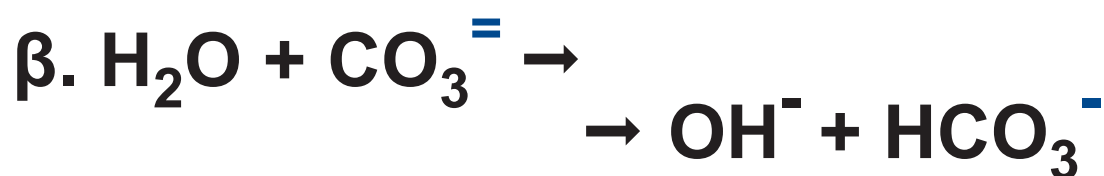
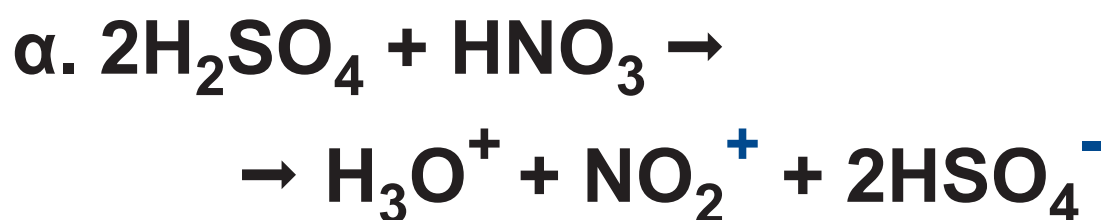
β. Η συζυγής βάση του H_2O
είναι το H_3O^+ .

γ. Σε κάθε υδατικό διάλυμα
και σε οποιαδήποτε θερμο-
κρασία ισχύει η σχέση
 $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$.

δ. Στα υδατικά διαλύματα
οξέων: $[H_3O^+] > [OH^-]$

ε. Στα υδατικά διαλύματα
βάσεων: $[H_3O^+] < [OH^-]$

* **19.** Για κάθε μία από τις ακόλου-
θες χημικές εξισώσεις και για
την κατεύθυνση που δείχνει το
βέλος, να σημειώσετε ποια ου-
σία δρα ως οξύ και ποια είναι
η συζυγής βάση της.



- 20.** Να υπολογίσετε το pH στα παρακάτω διαλύματα:
- α. HCl 0,01 M
 - β. 10 L διαλύματος που περιέχει 0,1 mol HNO₃
 - γ. 10 L διαλύματος HNO₃ 0,1 M
 - δ. 100 mL διαλύματος που περιέχει 0,001 mol NaOH
 - ε. 100 mL διαλύματος NaOH 10⁻³ M.

α. 2, β. 2, γ. 1, δ. 12, ε. 11

- 21.** Σε διάλυμα HCl με pH = 2 προσθέτουμε νερό και παίρνουμε αραιωμένο διάλυμα, το οποίο έχει pH:
- α. 1,5 β. 12 γ. 2,5 δ. 7

22. Σε διάλυμα NaOH με $\text{pH} = 13$ προσθέτουμε νερό και παίρνουμε αραιωμένο διάλυμα, το οποίο έχει pH :
α. 1 β. 12,2 γ. 7 δ. 13,5

23. Σε διάλυμα HNO_3 0,001 M προσθέτουμε καθαρό HNO_3 και παίρνουμε διάλυμα, το οποίο έχει όγκο ίσο με τον αρχικό όγκο και pH :
α. 3,5 β. 7 γ. 6 δ. 2,3

24. Ποια είναι η Molarity διαλύματος NaOH με $\text{pH} = 12$;

0,01 M

* **25.** Ποια είναι η συγκέντρωση H_3O^+ διαλύματος $\text{HCl } 10^{-7} \text{ M}$;

$$1,6 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

26. Σε κάθε διάλυμα που αναφέρεται στην πρώτη στήλη (I) να αντιστοιχίσετε το pH του που αναγράφεται στη δεύτερη στήλη (II).

I	II
$\text{HCl } 10^{-2} \text{ M}$	13
$\text{HBr } 10^{-4} \text{ M}$	4
$\text{NaOH } 0,1 \text{ M}$	11
$\text{KOH } 10^{-3} \text{ M}$	2

107 / 184 - 185

* **27.** Το pH διαλύματος NaOH 10^{-8} M έχει μία από τις επόμενες τιμές:

α. $\text{pH} = 6$

β. $\text{pH} = 8$

γ. $\text{pH} = 7,02$

δ. $\text{pH} = 14$

Να διαλέξετε τη σωστή απάντηση.

28. Σε 200 mL H_2O προσθέτουμε 0,08 g NaOH και παίρνουμε 200 mL διαλύματος. Ποιο είναι το pH του διαλύματος;

$\text{pH} = 12$

29. Σε 2 L διαλύματος HNO_3 , που έχει $\text{pH} = 1$, προσθέτουμε 198 L H_2O και παίρνουμε 200 L διαλύματος. Ποιο είναι το pH του διαλύματος;

$$\text{pH} = 3$$

30. Ποιες από τις επόμενες διαπιστώσεις είναι σωστές και ποιες λανθασμένες για ένα διάλυμα ισχυρού οξέος HA 1 M;

α. $[\text{A}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$

β. το pH του διαλύματος είναι 0

γ. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \text{ M}$

δ. $[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{A}^-] = 1 \text{ M}$

31. Σε κάποιο υδατικό διάλυμα έχουμε $[\text{H}_3\text{O}^+] = 100[\text{OH}^-]$. Να υπολογίσετε το pH του διαλύματος.

$$\text{pH} = 6$$

- * **32.** α. Με ποια αναλογία όγκων πρέπει να αναμείξουμε διάλυμα HCl 1 M με διάλυμα HCl 3 M, για να πάρουμε διάλυμα HCl 2 M;
- β. Με ποια αναλογία όγκων πρέπει να αναμείξουμε διάλυμα HCl με $\text{pH} = 1$ και διάλυμα HCl με $\text{pH} = 3$, για να πάρουμε διάλυμα με $\text{pH} = 2$;

$$\alpha. 1:1, \beta. 1:10$$

33. Σε υδατικό διάλυμα ισχύει $[\text{OH}^-] = 5 \cdot 10^{-5} \text{ M}$. Το pH του διαλύματος είναι:
α. 9,7 β. 8,5 γ. 5,5 δ. 4,3

34. Πόσα mL νερού πρέπει να προσθέσουμε σε 50 mL διαλύματος HNO_3 0,63% w/v για να μεταβληθεί το pH του αρχικού διαλύματος κατά δύο μονάδες;

4950 mL

35. x L αερίου HCl (μετρημένα σε STP) διαλύονται σε νερό και προκύπτει διάλυμα όγκου 500 mL. 10 mL από το διάλυμα αυτό αραιώνεται με νερό σε όγκο 100 mL. Το τελικό διάλυμα έχει $\text{pH} = 1$. Ποια είναι η τιμή του x ;

11,2 L

36. 0,12 g Ca προστίθενται σε 600 mL H_2O . Ποιο είναι το pH του τελικού διαλύματος; Θεωρούμε ότι ο όγκος του τελικού διαλύματος είναι 600 mL. (Υπόδειξη: $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$).

$\text{pH} = 12$

112 / 185 - 186

β. Ασθενή Οξέα - Ασθενείς Βάσεις

37. Σε κάθε διάλυμα της πρώτης στήλης (I) να αντιστοιχίσετε το pH του που αναγράφεται στη δεύτερη στήλη (II).

I	II
HCl 10^{-2} M	3
HA 0,1 M ($\alpha = 0,01$)	2
NaOH 10^{-2} M	11
NH ₃ 0,1 M ($\alpha = 0,01$)	12

38. Ποιο είναι το πιθανό pH διαλύματος ασθενούς οξέος HA 10^{-2} M;

α. 1 β. 2 γ. 4 δ. 8

39. Υδατικό διάλυμα ασθενούς οξέος HA 0,1 M αραιώνεται με νερό. Να εξηγήσετε ποιες από τις επόμενες προτάσεις είναι σωστές και να τις χαρακτηρίσετε με Σ και ποιες είναι λανθασμένες και να τις χαρακτηρίσετε με Λ (η θερμοκρασία παραμένει σταθερή).

α. Ο βαθμός ιοντισμού του HA στα δύο διαλύματα είναι ο ίδιος.

β. Το pH του διαλύματος αυξάνεται με την αρραίωση.

γ. Στο αραιωμένο διάλυμα η $[\text{OH}^-]$ είναι μεγαλύτερη από την $[\text{H}_3\text{O}^+]$.

δ. Κατά την αρραίωση η K_a του οξέος παραμένει σταθερή.

- 40.** Διαθέτουμε διάλυμα ασθενούς οξέος HA 1M με $K_a = 10^{-6}$.
- α. Ποιο είναι το pH του διαλύματος;
 - β. Σε 10 mL του διαλύματος προσθέτουμε 990 mL H₂O και παίρνουμε 1000 ml διαλύματος. Ποιο είναι το pH του αραιωμένου διαλύματος;
 - γ. Ποιος είναι ο λόγος των βαθμών ιοντισμού $\alpha_1:\alpha_2$ του οξέος στα δύο διαλύματα;

α. 3, β. 4, γ. 1:10

- 41.** Το pH διαλύματος NH₃ είναι 11. Ποια είναι η w/v περιεκτικότητα του διαλύματος της NH₃ και ποιος ο βαθμός ιοντισμού της NH₃;

115 / 186

Δίνεται η σταθερά ιοντισμού της NH_3 : $K_b = 10^{-5}$ και $K_w = 10^{-14}$.

$$0,17\% \text{ w/v}, \alpha = 10^{-2}$$

42. Να συμπληρώσετε τα κενά στις ακόλουθες προτάσεις.

α. Κατά την αραίωση υδατικού διαλύματος ασθενούς οξέος HA σε σταθερή θερμοκρασία ο βαθμός ιοντισμού του οξέος, ενώ η σταθερά ιοντισμού

β. Κατά την αραίωση υδατικού διαλύματος ασθενούς βάσης BOH σε σταθερή θερμοκρασία ο βαθμός ιοντισμού της βάσης και το pH του διαλύματος

43. Ο βαθμός ιοντισμού ασθενούς μονοπρωτικού οξέος HA σε διάλυμα 1 M και στους 25 °C είναι 1%. Ποια είναι η σταθερά ιοντισμού K_a του HA στους 25 °C;

$$K_a = 10^{-4}$$

44. Ποιες από τις επόμενες διαπιστώσεις είναι σωστές και ποιες είναι λανθασμένες για ένα διάλυμα ασθενούς οξέος HA 0,1 M;

- α. Το pH του διαλύματος είναι ίσο με 1.
- β. $[H_3O^+] \gg [A^-]$
- γ. $[H_3O^+] = [A^-]$
- δ. Το pH του διαλύματος είναι μικρότερο από 1.
- ε. Το pH του διαλύματος είναι μεγαλύτερο από 1.

45. Πόσα λίτρα νερού πρέπει να προσθέσουμε σε 3 L διαλύματος οξέος HA 0,1 M για να μεταβληθεί το pH του αρχικού διαλύματος κατά 1 μονάδα; Δίνεται $K_a = 10^{-7}$.

297 L

46. Σε 25 mL διαλύματος ασθενούς μονόξινης βάσης B 1 M με $K_b = 10^{-6}$ προσθέτουμε 75 mL H_2O και παίρνουμε 100 mL διαλύματος. Ποιος ο λόγος των βαθμών ιοντισμού $\alpha_1 : \alpha_2$ της B στα δύο διαλύματα;

$$\frac{\alpha_1}{\alpha_2} = \frac{1}{2}$$

47. Πόσα mL διαλύματος CH_3COOH 0,1 M περιέχουν την ίδια ποσότητα κατιόντων H_3O^+ με αυτή που περιέχουν 10 mL διαλύματος HCl 0,05 M; Δίνεται: $K_a \text{CH}_3\text{COOH} = 10^{-5}$.

500 mL

48. Να χαρακτηρίσετε με ένα Σ όσες από τις ακόλουθες προτάσεις είναι σωστές και με ένα Λ όσες είναι λανθασμένες.

α. Αν ένα ασθενές οξύ HA σε διάλυμα 10^{-2} M έχει βαθμό ιοντισμού $\alpha_1 = 10^{-2}$ και ένα άλλο οξύ HB σε διάλυμα 1 M έχει βαθμό ιοντισμού $\alpha_2 = 5 \cdot 10^{-3}$, τότε το οξύ HA

119 / 187

- είναι ισχυρότερο από το HB
γιατί $\alpha_1 > \alpha_2$.
- β. Αν η K_a ασθενούς οξέος HA
είναι μεγαλύτερη από την K_a
ασθενούς οξέος HB σε
 $\theta = 25 \text{ }^\circ\text{C}$, τότε το οξύ HA είναι
ισχυρότερο από το HB.
- γ. Κατά την αραίωση υδατικού
διαλύματος ισχυρού οξέος,
π.χ. HCl 1 M ($\alpha = 1$), ο βαθ-
μός ιοντισμού του οξέος
μεταβάλλεται.
- δ. Κατά την αραίωση υδατικού
διαλύματος ασθενούς οξέος,
π.χ. HF 1 M, ο βαθμός ιοντι-
σμού του οξέος αυξάνεται.

- * **49.** Θέλουμε να παρασκευάσουμε διάλυμα HCOOH του οποίου το pH να είναι μεγαλύτερο του 2. Ποια είναι η μεγαλύτερη δυνατή μάζα HCOOH που μπορούμε να προσθέσουμε σε 200 mL νερού θεωρώντας ότι με την προσθήκη του HCOOH δε μεταβάλλεται ο όγκος του διαλύματος;
Δίνεται $K_a = 10^{-4}$.

9,2 g

- * **50.** Δύο υδατικά διαλύματα μονόξινων βάσεων Β και Γ έχουν την ίδια συγκέντρωση.
α. Αν το διάλυμα της Β έχει μικρότερο pH από το διάλυμα

της Γ, ποια από τις δύο βάσεις είναι ισχυρότερη;
β. Αν έχουμε ίσους όγκους από τα διαλύματα των βάσεων, ποιο διάλυμα βάσης χρειάζεται περισσότερο οξύ για να εξουδετερωθεί;

Γ, ίδια

51. Ο βαθμός ιοντισμού οξέος ΗΑ είναι ίσος με 2%, ενώ ο βαθμός ιοντισμού οξέος ΗΒ είναι ίσος με 4%. Ποιο από τα δύο οξέα είναι ισχυρότερο, το ΗΑ ή το ΗΒ;

122 / 187 - 188

- * **52.** Σε υδατικό διάλυμα CH_3COOH 0,1 M ο βαθμός ιοντισμού του οξικού οξέος είναι 1 %. Η συγκέντρωση $[\text{H}_3\text{O}^+]$ σε υδατικό διάλυμα HCOOH 1 M είναι 10^{-2} M. Ποιο από τα δύο οξέα είναι πιο ισχυρό αν οι μετρήσεις έγιναν στην ίδια θερμοκρασία;

Το HCOOH

- 53.** Έχουμε 5 L διαλύματος NaCl 0,1 M. Ποιο είναι το pH του διαλύματος;

pH = 7

54. Ποιο είναι το pH διαλύματος NH_4Cl συγκέντρωσης 0,1 M;

Δίνονται

$$K_b \text{ NH}_3 = 10^{-5} \text{ και } K_w = 10^{-14}.$$

$$\text{pH} = 5$$

55. Σε 200 mL H_2O προσθέτουμε 1,36 g HCOONa . Ποιο είναι το pH του διαλύματος; Δίνονται $K_a \text{ HCOOH} = 10^{-4}$ και $K_w = 10^{-14}$.

$$\text{pH} = 8,5$$

* **56.** Σε 10 L διαλύματος CH_3COONa 1 M με $\text{pH} = 10$ προσθέτουμε 90 L H_2O . Ποιο είναι το pH του διαλύματος που προκύπτει;

$$\text{pH} = 9,5$$

57. Να αντιστοιχίσετε τα διαλύματα συγκέντρωσης 0,1 M που αναγράφονται στην πρώτη στήλη (I) με το pH των διαλυμάτων που αναγράφεται στη δεύτερη στήλη (II). Το HA είναι ασθενές οξύ.

I	II
HCl	13
HA	3
NaA	1
NaOH	9

β. Να βρείτε την K_a του ΗΑ, αν $K_w = 10^{-14}$.

$$\beta. K_a = 10^{-5}$$

γ. Επίδραση κοινού ιόντος

58. Να συμπληρώσετε τα κενά στις ακόλουθες προτάσεις.

α. Κατά την προσθήκη NaF σε διάλυμα HF 0,1 M, χωρίς να μεταβάλλεται ο όγκος του διαλύματος και η θερμοκρασία, η αρχική συγκέντρωση του ασθενούς οξέος HF παραμένει, ο βαθμός ιοντισμού του HF λόγω προσθήκης ιόντος και η K_a του HF.....

β. Αν σε διάλυμα ισχυρού οξέ-
ος, π.χ. HCl, προσθέσουμε
άλας αυτού, π.χ. NaCl, τότε ο
βαθμός ιοντισμού του HCl

.....

59. Να βρείτε το βαθμό ιοντισμού
του CH₃COOH στα ακόλουθα
δύο διαλύματα και να συγκρί-
νετε τα αποτελέσματα.

α. CH₃COOH 0,1 M

β. CH₃COOH 0,1 M και
CH₃COONa 0,1 M

Δίνεται $K_a \text{ CH}_3\text{COOH} = 10^{-5}$.

α. 1%, β. 0,01%

60. Να αντιστοιχίσετε τους βαθμούς ιοντισμού των οξέων που αναγράφονται στη δεύτερη στήλη με τα διαλύματα που αναγράφονται στην πρώτη στήλη.

I	II
HCl 0,1 M	10^{-2}
HA 0,1 M	1
HCl 0,1 M και NaCl 0,1 M	1
HA 0,1 M και NaA 0,1 M	10^{-4}

61. Ποιος ο βαθμός ιοντισμού της NH_3 και ποιο το pH του διαλύματος που περιέχει NH_3 0,1 M και NH_4Cl 0,1 M;
 Δίνονται $K_b \text{ NH}_3 = 10^{-5}$ και $K_w = 10^{-14}$.

$$\alpha = 10^{-4} \quad \text{pH} = 9$$

- 62.** Σε 400 mL διαλύματος CH_3COOH 6% w/v προσθέτουμε 0,82 g CH_3COONa και παίρνουμε 400 mL διαλύματος (Α). Ποιος είναι ο βαθμός ιοντισμού του CH_3COOH στο διάλυμα Α; Δίνεται $K_a \text{CH}_3\text{COOH} = 10^{-5}$.

$$\alpha = 4 \cdot 10^{-4}$$

- * **63.** Σε 4 L διαλύματος NH_3 0,1 M όπου ο βαθμός ιοντισμού της NH_3 είναι 1% προσθέτουμε 6 L διαλύματος NH_4Cl 0,05 M και παίρνουμε 10 L διαλύματος (Δ). Ποια είναι η τιμή της K_b

της NH_3 και ποια η $[\text{OH}^-]$ στο διάλυμα (Δ);
Δίνεται $K_w = 10^{-14}$.

$$[\text{OH}^-] = 1,33 \cdot 10^{-5}$$

- * **64.** α. Η ασπιρίνη είναι ένα ασθενές οργανικό μονοπρωτικό οξύ, έστω HA , το οποίο ονομάζεται ακετυλοσαλικυλικό οξύ και έχει $K_a = 3 \cdot 10^{-4}$. Να βρείτε τον βαθμό ιοντισμού της ασπιρίνης σε διάλυμα 0,3 M.
- β. Σε οργανισμό του οποίου το γαστρικό υγρό έχει $\text{pH} = 1$, χορηγούμε ασπιρίνη με αποτέλεσμα η ασπιρίνη να έχει στο γαστρικό υγρό συγκέντρωση 0,3 M. Να βρε-

θεί ο βαθμός ιοντισμού της ασπιρίνης στο γαστρικό υγρό και να συγκριθεί με τον αντίστοιχο του πρώτου διαλύματος.

$$\alpha. 3,16 \cdot 10^{-2}, \beta. 3 \cdot 10^{-3}$$

- 65.** Το HCl ως γνωστόν θεωρείται ότι ιοντίζεται πλήρως ($\alpha = 1$), το H₂SO₄ είναι διπρωτικό οξύ και ιοντίζεται σε δύο στάδια. Στο πρώτο στάδιο ιοντίζεται πλήρως ($\alpha_1 = 1$) και στο δεύτερο έχει $K_{a2} = 1,3 \cdot 10^{-2}$.
Να συγκρίνετε το pH διαλύματος HCl 0,1 M και διαλύματος H₂SO₄ 0,1 M.

66. Αναμειγνύουμε 200 mL διαλύματος HCl 0,1 M με 300 mL διαλύματος KOH 0,28% w/v. Ποιο είναι το pH του τελικού διαλύματος;

$$\text{pH} = 2$$

67. Πόσα γραμμάρια HCl πρέπει να προσθέσουμε σε 2 L διαλύματος NaOH με $\text{pH} = 13$ για να μεταβληθεί το pH κατά μία μονάδα; (Θεωρούμε ότι το τελικό διάλυμα έχει όγκο 2 L).

$$6,57 \text{ g}$$

68. Πόσα mL διαλύματος HNO_3 0,63% w/v πρέπει να προσθέσουμε σε 2 L διαλύματος NaOH που έχει $\text{pH} = 12$ για να πάρουμε διάλυμα που να έχει $\text{pH} = 3$;

222,22 mL

*** 69.** Με ποια αναλογία όγκων πρέπει να αναμείξουμε ένα διάλυμα HCl που έχει $\text{pH} = 2$ με ένα διάλυμα KOH που έχει $\text{pH} = 13$, ώστε να πάρουμε διάλυμα με $\text{pH} = 11$;

9 : 1

70. Σε 100 mL διαλύματος HCl 0,1 M (A) προσθέτουμε 200 mL διαλύματος NH₃ 0,1 M (B) και παίρνουμε 300 mL διαλύματος (Γ). Ποιο είναι το pH των διαλυμάτων A, B, Γ; Δίνονται $K_b \text{ NH}_3 = 10^{-5}$ και $K_w = 10^{-14}$.

1, 11, 9

71. Από ένα διάλυμα CH₃COOH 0,5 M θέλουμε να παρασκευάσουμε διάλυμα (A) 0,1 M σε CH₃COOH που να έχει όγκο 100 mL.

α. Πόσα mL από το αρχικό διάλυμα θα χρησιμοποιήσουμε;

β. Προσθέτουμε στα 100 mL του (A) 50 mL διαλύματος

134 / 190

CH_3COONa 0,2 M και παίρνουμε διάλυμα (B). Ποιο το pH του (B);

γ. Πόσα mL διαλύματος NaOH 0,1 M πρέπει να προσθέσουμε σε 100 mL του (A) για να πάρουμε διάλυμα (Γ) με $\text{pH} = 5$;

Δίνεται: $K_a = 10^{-5}$.

α. 20 mL, β. $\text{pH} = 5$, γ. 50 mL

**** 72.** Δίνεται διάλυμα NH_3 0,1 M (A).

α. Ποιο είναι το pH του διαλύματος (A);

β. Σε 110 mL του διαλύματος (A) πόσα mol HCl πρέπει να προσθέσουμε για να

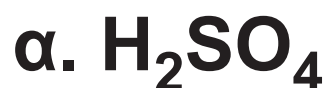
μεταβληθεί το pH κατά μία μονάδα;

Δίνονται:

$$K_b \text{ NH}_3 = 10^{-5} \text{ και } K_w = 10^{-14}.$$

α. 11, β. 0,001 mol

73. Ποιο από τα ακόλουθα μόρια ή ιόντα βρίσκεται σε μεγαλύτερη συγκέντρωση σε αραιό διάλυμα H_2SO_4 ; ($\alpha_1 = 1$, $K_{a2} = 1,3 \cdot 10^{-2}$)



**** 74.** Να βρείτε την $[H_3O^+]$ σε διάλυμα που περιέχει δύο ασθενή οξέα HA 0,05 M με $K_{a\ HA} = 4 \cdot 10^{-5}$ και HB 0,1 M με $K_{a\ HB} = 10^{-5}$.

$$1,73 \cdot 10^{-3}$$

**** 75.** Δίνεται διάλυμα Δ που περιέχει δύο ασθενή οξέα HA 0,1 M και HB 0,1 M. Το pH του Δ είναι ίσο με 1.

α. Ποια είναι η $K_{a\ HB}$, αν

$$K_{a\ HA} = 0,2 \text{ και } K_w = 10^{-14};$$

β. Ποιο από τα δύο οξέα HA και HB είναι ισχυρότερο;

$$\alpha. K_a = 0,05, \beta. \text{ Το HA}$$

δ. Ρυθμιστικά διαλύματα

76. Να χαρακτηρίσετε με Σ όσες από τις ακόλουθες προτάσεις είναι σωστές και με Λ όσες είναι λανθασμένες.

- α. Ένα διάλυμα που περιέχει ένα ασθενές οξύ HA 0,1 M και άλας που δίνει κοινό ιόν με το οξύ 0,2 M είναι ρυθμιστικό διάλυμα.
- β. Το διάλυμα που περιέχει NaF και KF είναι ρυθμιστικό διάλυμα.
- γ. Το διάλυμα που περιέχει NH_3 0,1 M και NH_4Cl 0,2 M είναι ρυθμιστικό διάλυμα.
- δ. Το διάλυμα που περιέχει NH_4Cl 0,1 M και NaCl 0,2 M είναι ρυθμιστικό διάλυμα.

138 / 190 - 191

77. Ποια από τα παρακάτω διαλύματα είναι ρυθμιστικά;

α. HCN $0,1 \text{ M}$ - NaCN $0,2 \text{ M}$

β. NH_3 $0,1 \text{ M}$ - NH_4Cl $0,3 \text{ M}$

γ. NH_4Cl $0,1 \text{ M}$ - HCl $0,2 \text{ M}$

δ. H_2S $0,1 \text{ M}$ - NaHS $0,1 \text{ M}$

ε. CH_3COONa $0,2 \text{ M}$ - NaOH $0,1 \text{ M}$

78. Δίνονται η $K_a \text{ HF} = 10^{-4}$, $K_b \text{ NH}_3 = 10^{-5}$ και $K_w = 10^{-14}$. Να αντιστοιχίσετε τα διαλύματα που αναγράφονται στην πρώτη στήλη (I) με το pH τους, που αναγράφεται στη δεύτερη στήλη (II).

I	II
NH ₃ 0,1 M και NH ₄ Cl 0,1 M	1
HF 1 M και NaF 0,1 M	3
HCl 0,1 M και NaCl 0,1 M	10
NH ₃ 1 M και NH ₄ Cl 0,1 M	9

79. Σε 0,2 L διαλύματος CH₃COOH 0,1 M προσθέτουμε 3,28 g CH₃COONa χωρίς να μεταβάλλεται ο όγκος του διαλύματος. Ποιο είναι το pH του ρυθμιστικού διαλύματος που σχηματίστηκε; ($K_a = 2 \cdot 10^{-5}$)

$$\text{pH} = 5$$

80. Σε 2 L διαλύματος NH_3 0,5 M προσθέτουμε 8 L διαλύματος NH_4Cl 0,125 M και παίρνουμε 10 L ρυθμιστικού διαλύματος. Ποιο είναι το pH του ρυθμιστικού διαλύματος;
($K_b = 10^{-5}$ και $K_w = 10^{-14}$)

$$\text{pH} = 9$$

- * **81.** Δίνεται ρυθμιστικό διάλυμα A που περιέχει CH_3COOH 0,1 M και CH_3COONa 0,1 M, και έχει $\text{pH} = 5$.
- α. Ποια είναι η τιμή της K_a του CH_3COOH ;
- β. Σε 2 L του A προσθέτουμε 18 L H_2O και παίρνουμε διάλυμα B. Ποιο είναι το pH του B;

- γ. Σε 2 L του Α προσθέτουμε 0,003 mol NaOH και παίρνουμε διάλυμα Γ. Ποιο είναι το pH του Γ;
- δ. Σε 2 L του Α προσθέτουμε 8 L διαλύματος HCl 0,001 M και παίρνουμε 10 L διαλύματος Δ. Ποιο είναι το pH του Δ;

$$K_a = 10^{-5}, \text{ pH} = 5, \text{ pH} = 5,013, \text{ pH} = 4,97$$

- * **82.** Πόσα mol NaOH πρέπει να προσθέσουμε σε 2 L διαλύματος NH_4Cl 0,1 M που έχει $\text{pH} = 5$, για να πάρουμε ρυθμιστικό διάλυμα που να έχει $\text{pH} = 9$;

$$0,1 \text{ mol}$$

- * **83.** Με ποια αναλογία όγκων πρέπει να αναμείξουμε διάλυμα HClO_2 0,9 M με διάλυμα NaClO_2 0,3 M για να πάρουμε διάλυμα με $\text{pH} = 7$;
Δίνονται $K_a = 10^{-6}$ και $K_w = 10^{-14}$.

1 : 30

- * **84.** Μια ιδιότητα ενός ρυθμιστικού διαλύματος που περιέχει ασθενές οξύ HA και το άλας του NaA είναι μια από τις παρακάτω:
- α. Το pH του παραμένει αμετάβλητο με προσθήκη οποιασδήποτε ποσότητας OH^- .

143 / 191 - 192

- β. Το pH του είναι μικρότερο από το pH διαλύματος που περιέχει μόνο το αρχικό HA στην ίδια συγκέντρωση.
- γ. Το pH του είναι μεγαλύτερο από το pH διαλύματος που περιέχει μόνο το αρχικό HA στην ίδια συγκέντρωση.
- δ. Το pH του παραμένει αμετάβλητο με προσθήκη οποιασδήποτε ποσότητας H^+

* **85.** Με ποια αναλογία όγκων πρέπει να αναμείξουμε διάλυμα CH_3COOH 0,1 M και διάλυμα $NaOH$ 0,2 M για να πάρουμε ρυθμιστικό διάλυμα με $pH = 5$; Δίνεται: $K_a CH_3COOH = 10^{-5}$.

4:1

144 / 192

- * **86.** Σε 400 mL ρυθμιστικού διαλύματος NH_3 0,1 M και NH_4Cl 0,1 M που έχει $\text{pH} = 9$, προσθέτουμε 400 mL διαλύματος NaOH 0,1 M. Ποιο είναι το pH του νέου διαλύματος; Πώς εξηγείτε αυτή τη μεταβολή του pH ; Δίνεται $K_w = 10^{-14}$.

$$\text{pH} = 11$$

ε. Δείκτες - Ογκομέτρηση

- * **87.** Το ασθενές οξύ HA χρησιμοποιείται ως δείκτης και έχει $K_a = 2,5 \cdot 10^{-6}$. Όταν σε υδατικό διάλυμα το πηλίκο $[\text{HA}] / [\text{A}^-]$ είναι μεγαλύτερο του 10,

το χρώμα του διαλύματος είναι κόκκινο, ενώ όταν $[HA] / [A^-]$ είναι μικρότερο του 0,1, το χρώμα του διαλύματος γίνεται μπλε.

α. Σε ποια τιμή του pH το χρώμα του διαλύματος γίνεται κόκκινο;

β. Σε ποσότητα διαλύματος NH_3 0,1 M προσθέτουμε μια σταγόνα από το δείκτη. Τι χρώμα θα πάρει το διάλυμα; Δίνεται $K_b = 10^{-5}$.

α. $pH < 4,6$, β. μπλε

88. Η φαινολοφθαλεΐνη είναι δείκτης, που όταν προστεθεί σε διάλυμα με pH μεγαλύτερο του

10 παίρνει κόκκινο χρώμα, ενώ παραμένει άχρωμο, αν το pH του διαλύματος είναι μικρότερο του 8. Ένα από τα παρακάτω διαλύματα:

α. διάλυμα HCl 0,01 M,

β. διάλυμα NaOH 0,01 M,

γ. διάλυμα CH₃COOH 0,01 M,

δ. διάλυμα CH₃COONa 0,01 M

πήρε χρώμα κόκκινο, όταν προστέθηκε σ' αυτό μια σταγόνα φαινολοφθαλεΐνης.

Ποιο ήταν το διάλυμα αυτό;

- * **89.** Για την πλήρη εξουδετέρωση 50 mL διαλύματος CH₃COOH 0,1 M απαιτούνται 25 mL διαλύματος NaOH. Το τελικό σημείο αυτής της εξουδετέρωσης

πιστοποιείται με την αλλαγή του χρώματος του δείκτη, που είχαμε προσθέσει στην αρχή στο διάλυμα του οξέος.

- α. Ποια είναι η Molarity του διαλύματος του NaOH;
- β. Ποια είναι η τιμή του pH του διαλύματος στο τελικό σημείο;
- γ. Ποιον από τους δύο δείκτες θα χρησιμοποιούσατε για την ογκομέτρηση αυτή: ηλιανθίνη με περιοχή αλλαγής χρώματος του δείκτη pH: 3 - 4,4 ή φαινολοφθαλεΐνη με περιοχή αλλαγής pH: 8,3 - 10,1;
Δίνεται: $K_a \text{ CH}_3\text{COOH} = 10^{-5}$.

α. 0,2 M, β. pH = 8,91,
γ. φαινολοφθαλεΐνη

148 / 192 - 193

*** 90.** Ποιον από τους παρακάτω δείκτες θα διαλέγατε για την ταυτοποίηση του σημείου εξουδετέρωσης CH_3COOH ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) με NH_3 ($K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$); Στην παρένθεση δίνονται οι περιοχές pH στις οποίες οι δείκτες αλλάζουν χρώμα.

α. ερυθρό του κογκό (pH: 3 - 5)

β. ερυθρό του αιθυλίου (pH: 4,5 - 6,5)

γ. κυανούν της βρωμοθυμόλης (pH: 6 - 7,6)

δ. ερυθρό της κρεζόλης (pH: 7,2 - 8,8)

στ. Γινόμενο διαλυτότητας

91. Να χαρακτηρίσετε με ένα Σ όσες από τις επόμενες προτάσεις είναι σωστές και με ένα Λ όσες είναι λανθασμένες.

α. Η διαλυτότητα μιας ουσίας σε ορισμένο διαλύτη είναι η συγκέντρωση του κορεσμένου διαλύματος.

β. Η $K_s \text{AgCl} > K_s \text{Ag}_2\text{CO}_3$, άρα η διαλυτότητα του AgCl θα είναι μεγαλύτερη από τη διαλυτότητα του Ag_2CO_3 .

γ. Η συγκέντρωση ακόρεστου διαλύματος μιας ουσίας είναι μικρότερη από τη διαλυτότητα της ουσίας.

δ. Δύο ουσίες που έχουν ίσες

τιμές K_s θα έχουν και ίσες διαλυτότητες.

92. Να αντιστοιχίσετε στις τιμές διαλυτότητας ορισμένων ουσιών που αναγράφονται στην πρώτη στήλη (I) τις τιμές των K_s των ουσιών που αναγράφονται στη δεύτερη στήλη (II).

I	II
$\text{AgCl}: 10^{-5} \text{ M}$	$4 \cdot 10^{-12}$
$\text{Mg}(\text{OH})_2: 10^{-4} \text{ M}$	10^{-10}
$\text{Fe}(\text{OH})_2: 10^{-5} \text{ M}$	$2,7 \cdot 10^{-31}$
$\text{Al}(\text{OH})_3: 10^{-8} \text{ M}$	$4 \cdot 10^{-15}$

93. Σε 1 L κορεσμένου διαλύματος BaSO_4 περιέχονται 0,00256 g διαλυμένου BaSO_4 . Να υπολογίσετε το γινόμενο διαλυτότητας του BaSO_4 .

Δίνεται $M_r \text{BaSO}_4 = 233$.

$$K_s = 1,21 \cdot 10^{-10}$$

94. Πόσα γραμμάρια CaF_2 μπορούμε να διαλύσουμε σε 100 L H_2O ;

Για το CaF_2 : Δίνονται

$$K_s \text{CaF}_2 = 4 \cdot 10^{-12} \text{ και}$$

$$M_r \text{CaF}_2 = 78.$$

$$0,78 \text{ g}$$

- * **95.** Η διαλυτότητα άλατος του τύπου B^+A^- σε διάλυμα Na^+A^- 0,1 M είναι 10^{-8} M. Να βρεθεί η K_s του BA.

$$K_s = 10^{-9}$$

- 96.** Ποιο άλας από τα δύο έχει μεγαλύτερη διαλυτότητα στο νερό: ο AgCl με $K_{s \text{ AgCl}} = 10^{-10}$ ή ο Ag_2CrO_4 με $K_{s \text{ Ag}_2CrO_4} = 4 \cdot 10^{-12}$;



97. Το pH κορεσμένου διαλύματος $Mn(OH)_2$ είναι 10. Να υπολογιστεί η τιμή K_s του $Mn(OH)_2$. Δίνεται $K_w = 10^{-14}$.

$$5 \cdot 10^{-13}$$

98. Σε πόσο νερό πρέπει να προσθέσουμε 0,39 g CaF_2 , ώστε να διαλυθεί ολόκληρη η ποσότητα του άλατος και να προκύψει κορεσμένο διάλυμα; Δίνονται:

$$K_s CaF_2 = 4 \cdot 10^{-12} \text{ και } M_r CaF_2 = 78.$$

$$50 \text{ L}$$

99. Στους 60 °C η διαλυτότητα στο νερό ενός δυσδιάλυτου ηλεκτρολύτη A_2B είναι τριπλάσια από τη διαλυτότητα αυτού στους 15 °C. Ποια είναι η σχέση που συνδέει το γινόμενο διαλυτότητας του ηλεκτρολύτη στους 60 °C με το γινόμενο διαλυτότητας του στους 15 °C;

$$K_s' = 27K_{sp}$$

- * **100.** Πόσα λίτρα διαλύματος MgCl_2 0,1 M χρειάζονται για να διαλύσουν ποσότητα AgCl ίδια με αυτή που διαλύεται σε 1 L καθαρού νερού; Δίνεται $K_{\text{s AgCl}} = 10^{-10}$.

20000 L

- * **101.** Σε διάλυμα MgCl_2 0,01 M προσθέτουμε καθαρό NaOH . Αν $K_{\text{s MgCl}_2} = 9 \cdot 10^{-12}$ να υπολογίσετε:
- α. τη μέγιστη επιτρεπτή $[\text{OH}^-]$, ώστε να μην καταβυθιστεί ίζημα $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

156 / 194

β. την ελάχιστη απαιτούμενη $[\text{OH}^-]$, ώστε να σχηματιστεί ίζημα $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

$$3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

* **102.** Σε 1 L διαλύματος NaF 1 M προσθέτουμε 1 L διαλύματος MgCl_2 c M. Ποια είναι η μέγιστη επιτρεπτή τιμή του c, ώστε να μη σχηματιστεί ίζημα $\text{Mg}(\text{OH})_2$; Δίνονται:

$$K_{\text{a HF}} = 10^{-4},$$

$$K_{\text{w}} = 10^{-14} \text{ και}$$

$$K_{\text{s Mg}(\text{OH})_2} = 9 \cdot 10^{-12}.$$

$$0,36 \text{ M}$$

* **103.** Αναμειγνύονται 200 mL διαλύματος $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ 10^{-3} M με 300 mL διαλύματος NaF x M. Ποια μπορεί να είναι η μέγιστη επιτρεπτή τιμή του x, ώστε κατά την ανάμιξη των δύο διαλυμάτων να μη σχηματιστεί ίζημα CaF_2 ; Δίνεται $K_{\text{s}} \text{CaF}_2 = 10^{-12}$.

$$2,63 \cdot 10^{-4}$$

- * **104.** Σε 400 mL διαλύματος BaCl_2 10^{-5} M μπορούμε να προσθέσουμε έως 100 mL διαλύματος K_2SO_4 10^{-4} M χωρίς να σχηματίζεται ίζημα BaSO_4 . Ποια είναι η τιμή του K_s του BaSO_4 ;

$$1,6 \cdot 10^{-10}$$

- * **105.** 200 mL διαλύματος $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$ $2 \cdot 10^{-2}$ M αναμιγνύονται με 200 mL διαλύματος K_2SO_4 $2 \cdot 10^{-6}$ M. Πόσα mol ιζήματος BaSO_4 θα σχηματιστούν κατά την ανάμειξη; Δίνεται:
 $K_s \text{BaSO}_4 = 10^{-9}$.

$$3,6 \cdot 10^{-7}$$

159 / 194

**** 106.** Αναμειγνύονται 20 mL διαλύματος άλατος MCl 0,1 M (το ιόν M^+ δεν αντιδρά με το νερό) με 10 mL διαλύματος $NaOH$ 0,1 M, οπότε καταβυθίζεται MOH , ενώ το διάλυμα έχει $pH = 8$. Να βρείτε την τιμή K_s του MOH .

$$3,3 \cdot 10^{-8}$$

**** 107.** α. Σε 3 L διαλύματος $Pb(NO_3)_2$ 0,04 M προσθέτουμε 3 L διαλύματος $NaCl$ 0,06 M, οπότε καταβυθίζονται το 50% των Pb^{2+} ως $PbCl_2$. Ποια είναι η τιμή της K_s του $PbCl_2$;

160 / 194 - 195

β. Σε 3 L διαλύματος
 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,04 M προσθέ-
τουμε 3 L διαλύματος NaCl
 10^{-3} M. Θα σχηματιστεί ίζη-
μα PbCl_2 ;

α. 10^{-6} , β. όχι

ζ. Γενικά προβλήματα

- * **108.** Σε ένα υδατικό διάλυμα βρέ-
θηκε ότι $[\text{OH}^-] = 10^6 [\text{H}_3\text{O}^+]$.
Να εξηγήσετε ποιες από τις
παρακάτω προτάσεις είναι
σωστές και ποιες λανθα-
σμένες.
- α. Το διάλυμα είναι όξινο.

- β. Το διάλυμα μπορεί να είναι $\text{NaOH } 10^{-4} \text{ M}$.
- γ. Το διάλυμα μπορεί να περιέχει μόνο NH_4Cl .
- δ. Το διάλυμα μπορεί να περιέχει ισομοριακές ποσότητες ασθενούς οξέος HA και άλατος NaA .

- * **109.** Δίνονται πέντε διαλύματα της ίδιας συγκέντρωσης $0,1 \text{ M}$. Στην πρώτη στήλη (I) αναγράφονται οι διαλυμένες ουσίες και στη δεύτερη στήλη (II) το pH των διαλυμάτων. Δίνονται $K_b \text{ NH}_3 = 10^{-5}$ και $K_w = 10^{-14}$.
- α. Να αντιστοιχίσετε σε κάθε ουσία της πρώτης στήλης

το pH του διαλύματός της που αναγράφεται στη δεύτερη στήλη.

β. Να υπολογίσετε την τιμή της K_a του ασθενούς οξέος ΗΑ.

I	II
HCl	5
NaA	1
NaCl	11
NH ₃	7
NH ₄ Cl	10

γ. Σε 1 L διαλύματος NaA 0,1 M προσθέτουμε 1 L διαλύματος MgCl₂ 10⁻² M και παίρνουμε 2 L διαλύματος

(B). Να ελέγξετε αν σχηματίζεται ίζημα $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Δίνεται

$$K_s \text{Mg}(\text{OH})_2 = 10^{-11}.$$

$$\beta. K_a = 10^{-7}, \gamma. \text{ναι}$$

- * **110.** Έχουμε υδατικό διάλυμα οξέος HA 1 M με $\alpha = 1\%$.
- Ποια είναι η σταθερά ιοντισμού K_a του HA;
 - Ποιο είναι το pH του διαλύματος;
 - Σε 4 L του διαλύματος προσθέτουμε 0,4 mol NaA. Ποιο είναι το pH του διαλύματος που προκύπτει και ποιος ο βαθμός ιοντισμού του HA;

δ. Σε 2 L του αρχικού διαλύματος HA 1 M προσθέτουμε 2 L υδατικού διαλύματος NaOH 0,5 M. Ποιο είναι το pH του διαλύματος που προκύπτει;

α. $K_a = 10^{-6}$, β. pH = 3

γ. pH = 5, $\alpha = 10^{-5}$,

δ. pH = 6

* **111.** Σε πέντε δοχεία περιέχονται τα επόμενα πέντε διαλύματα, όλα συγκέντρωσης 1 M.

α. διάλυμα HCOOH

β. διάλυμα HCl

γ. διάλυμα NaOH

δ. διάλυμα HCOONa

ε. διάλυμα NaCl

165 / 195 - 196

Να βρείτε ποιο διάλυμα περιέχεται σε κάθε δοχείο, λαμβάνοντας υπ' όψιν τα δεδομένα του παρακάτω πίνακα:

δοχείο	1	2	3	4	5
pH	14	2	0	7	9

Με ποια αναλογία όγκων πρέπει να αναμείξουμε τα διαλύματα που περιέχονται στα δοχεία 1 και 2 για να πάρουμε ρυθμιστικό διάλυμα που να έχει $\text{pH} = 4$;

1-Γ, 2-Α, 3-Β, 4-Ε, 5-Δ
1:2

*** 112.** Διαθέτουμε υδατικό διάλυμα NH_3 0,1 M. Δίνονται

$$K_{\text{b NH}_3} = 10^{-5} \text{ και } K_{\text{w}} = 10^{-14}.$$

Να εξηγήσετε ποιες από τις παρακάτω προτάσεις μπορεί να είναι σωστές και ποιες λανθασμένες.

- α. Προσθέτουμε ποσότητα HCl και προκύπτει διάλυμα με $\text{pH} = 12$.
- β. Αραιώνουμε το διάλυμα με νερό και προκύπτει διάλυμα με $\text{pH} = 10$.
- γ. Προσθέτουμε ποσότητα NH_4Cl και προκύπτει διάλυμα στο οποίο ο βαθμός ιοντισμού της NH_3 είναι μικρότερος από αυτόν που

είχε η NH_3 στο αρχικό διάλυμα.

δ. Διάλυμα ασθενούς βάσης BOH 1 M έχει $\alpha = 1\%$. Απ' αυτό συμπεραίνουμε ότι η BOH και η NH_3 έχουν την ίδια ισχύ ως βάσεις.

*** 113.** Έχουμε υδατικό διάλυμα ασθενούς βάσης BOH 0,01 M στους $25\text{ }^\circ\text{C}$. Να εξηγήσετε ποιες από τις παρακάτω προτάσεις είναι σωστές και ποιες λανθασμένες.

α. Το pH του διαλύματος είναι 12.

β. Αραιώνουμε το διάλυμα και το pH του διαλύματος που προκύπτει είναι ίσο με 13.

- γ. Προσθέτουμε ποσότητα άλατος BCl και το pH του διαλύματος που προκύπτει είναι μικρότερο από το pH του αρχικού διαλύματος.
- δ. Εξουδετερώνουμε πλήρως το διάλυμα με HCl , οπότε προκύπτει τελικά διάλυμα με $\text{pH} = 7$.

**** 114.** Πόσα mol NaOH πρέπει να προσθέσουμε σε 2 L ρυθμιστικού διαλύματος HA 1 M και NaA 1 M, ώστε να πάρουμε 2 L νέου ρυθμιστικού διαλύματος, του οποίου το pH έχει μεταβληθεί κατά μισή μονάδα σε σχέση με το

αρχικό διάλυμα;

Δίνεται $K_w = 10^{-14}$.

(Υπόδειξη: να γίνουν όλες οι σχετικές προσεγγίσεις)

1,04

- * **115.** Ρυθμιστικό υδατικό διάλυμα περιέχει CH_3COOH 1 M και CH_3COONa 1 M και δίνεται $K_a \text{CH}_3\text{COOH} = 10^{-5}$.

Να εξηγήσετε ποιες από τις παρακάτω προτάσεις είναι σωστές και ποιες είναι λανθασμένες.

- α. Το διάλυμα έχει $\text{pH} = 5$.
β. Προσθέτουμε μικρή ποσότητα NaOH και το pH του

170 / 196 - 197

νέου διαλύματος γίνεται περίπου 5.

γ. Προσθέτουμε ποσότητα HCl και το pH του νέου διαλύματος είναι ίσο με 5,5.

δ. Αραιώνουμε 4 L του αρχικού διαλύματος με νερό και παίρνουμε 40 L διαλύματος του οποίου το pH του είναι ίσο με 6.

*** 116.** Σε πέντε δοχεία περιέχονται τα επόμενα πέντε διαλύματα, όλα συγκέντρωσης 0,1 M.

A: Διάλυμα KNO_3

B: Διάλυμα KOH

Γ: Διάλυμα HNO_3

Δ: Διάλυμα NH_3

E: Διάλυμα NH_4Cl

α. Να βρείτε ποιο διάλυμα περιέχεται σε κάθε δοχείο με βάση τα δεδομένα του παρακάτω πίνακα:

δοχείο	1	2	3	4	5
pH	1	7	13	11	5

β. 100 mL του διαλύματος που περιέχεται στο δοχείο 4 αναμιγνύονται με 100 mL του διαλύματος που περιέχεται στο δοχείο 5. Ποια είναι η τιμή του pH στο τελικό διάλυμα;

α. 1-Γ, 2-Α, 3-Β, 4-Δ, 5-Ε

β. pH = 9

*** 117.** Διαλύουμε 4,2 g NaF σε νερό και παίρνουμε 100 mL διαλύματος (Α). Δίνονται:

$$K_{a \text{ HF}} = 10^{-4}, K_w = 10^{-14}.$$

α. Ποιο είναι το pH του διαλύματος (Α);

β. Σε 20 mL του (Α) προσθέτουμε 10 mL διαλύματος HCl 1 M (Β) και παίρνουμε 30 mL διαλύματος (Γ). Ποιο είναι το pH του Β και ποιο είναι το pH του Γ;

γ. Σε 50 mL του (Α) προσθέτουμε 50 mL διαλύματος χλωριούχου άλατος δισθενούς μετάλλου MCl_2 0,1 M και παίρνουμε 100 mL διαλύματος (Ε) κορεσμένου σε $M(OH)_2$ χωρίς να σχηματίζεται ίζημα $M(OH)_2$.

Ποια είναι η τιμή K_s του $M(OH)_2$;

α. $pH = 9$, $pH = 0$, $pH = 4$

γ. $0,25 \cdot 10^{-11}$

* **118.** Το pH ενός διαλύματος άλατος $RCOONa$ $0,1\text{ M}$ είναι πιο μεγάλο από το pH ενός άλλου διαλύματος άλατος $R'COONa$ $0,1\text{ M}$. Ποια από τις ακόλουθες προτάσεις είναι σωστή;

α. Και τα δύο διαλύματα έχουν $pH < 7$.

β. Το pH των δύο διαλυμάτων δεν εξαρτάται από τη συγκέντρωση.

γ. Η K_b του RCOO^- είναι μικρότερη της K_b' του $\text{R}'\text{COO}^-$.

δ. Το οξύ $\text{R}'\text{COOH}$ είναι πιο ισχυρό από το RCOOH .

* **119.** Διαθέτουμε τα ακόλουθα πέντε διαλύματα της ίδιας συγκέντρωσης 0,1 M:

(A) NaCl ,

(B) NaOH ,

(Γ) HCOOH ,

(Δ) HCOONa ,

(E) HCl .

α. Θέλουμε να παρασκευάσουμε διάλυμα ΣΤ όγκου 100 mL με $\text{pH} = 4$, χρησιμοποιώντας τα διαλύματα Γ και Δ. Πόσα mL από το Γ

175 / 197 - 198

- και πόσα από το Δ χρειάζονται;
- β. Ποιες είναι οι ιδιότητες του διαλύματος ΣΤ;
- γ. Χωρίς υπολογισμούς να υποδείξετε δύο άλλους τρόπους με τους οποίους θα μπορούσαμε να παρασκευάσουμε ένα τέτοιο διάλυμα χρησιμοποιώντας τα διαλύματα που διαθέτουμε.

$$\text{Δίνεται } K_a \text{ ΗC}_2\text{O}_4\text{H} = 10^{-4}.$$

- α. 50 mL (Γ), 50 mL (Δ)
β. ρυθμιστικό

**** 120.** Σε 500 mL ρυθμιστικού διαλύματος που περιέχει NH_3 0,08 M και NH_4Cl 0,1 M προσθέτουμε 0,05 mol MgCl_2 και διατηρείται ο όγκος 500 mL. Θα σχηματιστεί ίζημα $\text{Mg}(\text{OH})_2$;
Πόσα mol NH_3 πρέπει να προσθέσουμε στα 500 mL του προηγούμενου διαλύματος, ώστε να αρχίσει ο σχηματισμός ιζήματος $\text{Mg}(\text{OH})_2$;
Δίνονται: $K_s \text{Mg}(\text{OH})_2 = 10^{-11}$,
 $K_b \text{NH}_3 = 10^{-5}$ και $K_w = 10^{-14}$.

α. όχι, β. 0,01 mol

**** 121.** Ένας φοιτητής «ογκομετρει» λίγα mL ενός αγνώστου μονοπρωτικού οξέος HA με διάλυμα NaOH άγνωστης συγκέντρωσης. Όταν προσθέτει 5 mL διαλύματος NaOH προκύπτει διάλυμα με $\text{pH} = 5$. Μετά την προσθήκη άλλων 7 mL διαλύματος NaOH καταλήγει στο «ισοδύναμο σημείο» (δηλαδή στο σχηματισμό ουδετέρου άλατος, όπου δεν περισσεύει οξύ ή βάση). Ποια είναι η τιμή της K_a του HA; (Να γίνουν όλες οι σχετικές προσεγγίσεις).

$$K_a = \frac{5}{7} \cdot 10^{-5}$$

178 / 198

**** 122.** Διαθέτουμε τρία διαλύματα Δ_1 , Δ_2 και Δ_3 τριών μονοβασικών οξέων ΗΑ, ΗΒ και ΗΓ. α. Μετράμε το pH των τριών διαλυμάτων, καθώς και τον όγκο ενός διαλύματος NaOH, ο οποίος απαιτείται για την εξουδετέρωση 10 mL από το καθένα διάλυμα. Οι μετρήσεις αυτές δίνονται στις δύο πρώτες σειρές του παρακάτω πίνακα. Με βάση αυτές ακριβώς τις μετρήσεις, να βρείτε ποιο από τα τρία οξέα είναι το ισχυρότερο, αιτιολογώντας την απάντησή σας.

	Δ_1	Δ_2	Δ_3
ρΗ αρχικού διαλύματος	4	3	3
V_{NaOH} που χρειάστηκε	1 mL	16 mL	1 mL
ρΗ αραιωμένου διαλύματος	5	4	5

β. Αραιώνουμε τα αρχικά διαλύματα των οξέων με προσθήκη νερού, ώστε ο όγκος του να εκατονταπλασιαστεί. Το ρΗ των αραιωμένων διαλυμάτων φαίνεται στην τρίτη σειρά του πίνακα. Να δείξετε ότι ένα από τα παραπάνω οξέα είναι ισχυρό.

- γ. Να υπολογίσετε την αρχική συγκέντρωση του διαλύματος του ισχυρού οξέος, του διαλύματος NaOH και των διαλυμάτων των άλλων δυο οξέων (πριν την αραίωση).
- δ. Να υπολογίσετε την K_a ενός από τα δύο ασθενή οξέα.

α. ΗΓ, β. $\alpha_{\text{ΗΓ}} = 1$, γ. 10^{-3} M ,
 10^{-2} M , $1,6 \cdot 10^{-2} \text{ M}$, 10^{-3} M

$$\delta. K_{\text{HA}} = \frac{10^{-4}}{9} .$$

- ** 123.** 0,3 g μαγνησίου διαλύονται σε 500 mL υδατικού διαλύματος οξικού οξέος 0,05 M που έχει $\text{pH} = 3$. (Θεωρούμε ότι ο όγκος του διαλύματος παραμένει αμετάβλητος).
- α. Να υπολογίσετε τον όγκο του αερίου που εκλύεται σε STP.
- β. Παίρνουμε 100 mL από το διάλυμα που προκύπτει (μετά την προσθήκη του μαγνησίου) και το αραιώνουμε με H_2O μέχρις όγκου 250 mL. Να υπολογίσετε το pH του τελικού διαλύματος.
- γ. Να υπολογίσετε τον αριθμό mol MgCl_2 που μπορούμε να προσθέσουμε στα 250 mL του αραιωμένου διαλύματος του ερωτήματος (β),

ώστε να μην καταβυθιστεί ίζημα υδροξειδίου του μαγνησίου.

$$\text{Δίνεται } K_s \text{ Mg(OH)}_2 = 10^{-11}.$$

α. 0,28 L, β. pH = 8,5,

γ. $3 \cdot 10^{-2}$ mol

**** 124.** Σε 1 L κορεσμένου διαλύματος σε AgCl και Ag₂CrO₄ έχουμε τις συγκεντρώσεις ισορροπίας: [Ag⁺] = 10⁻⁴ M, [Cl⁻] = 10⁻⁶ M, [CrO₄²⁻] = 8 · 10⁻⁴ M.

α. Να υπολογίσετε τις τιμές των K_s του AgCl και του Ag₂CrO₄.

β. Προσθέτουμε σιγά-σιγά μικρή ποσότητα Ag^+ , χωρίς να μεταβληθεί ο όγκος του διαλύματος, οπότε καταβυθίζονται $8 \cdot 10^{-7}$ mol AgCl . Πόσα mol Ag_2CrO_4 καταβυθίζονται;

α. 10^{-10} και $8 \cdot 10^{-12}$

β. $7,68 \cdot 10^{-4}$ mol

**** 125.** Διάλυμα περιέχει $[\text{Cl}^-] = 10^{-2}$ M και $[\text{Br}^-] = 10^{-3}$ M. Προσθέτουμε στο διάλυμα σιγά-σιγά AgNO_3 , το οποίο θεωρούμε ότι δεν αλλάζει τον όγκο του διαλύματος.

α. Ποιο ίζημα θα αρχίσει να σχηματίζεται πρώτο, αν

$$K_s \text{ AgCl} = 10^{-10} \text{ και}$$

$$K_s \text{ AgBr} = 10^{-13};$$

β. Ποια θα είναι η $[\text{Br}^-]$ όταν αρχίσει ο σχηματισμός AgCl ;

γ. Πόσα mol Br^- ανά λίτρο διαλύματος έχουν καταβυθιστεί όταν αρχίσει ο σχηματισμός AgCl ;

α. ο AgBr

β. 10^{-5} M

γ. $99 \cdot 10^{-5} \text{ M}$

Απαντήσεις στις ασκήσεις πολλαπλής επιλογής και σωστού - λάθους

- 18.** α. Σ, β. Λ, γ. Λ, δ. Σ, ε. Σ
- 21.** γ
- 22.** β
- 23.** δ
- 27.** γ
- 30.** α. Λ, β. Σ, γ. Σ, δ. Λ
- 33.** α
- 38.** γ
- 39.** α. Λ, β. Σ, γ. Λ, δ. Σ
- 44.** α. Λ, β. Λ, γ. Σ, δ. Λ, ε. Σ
- 48.** α. Λ, β. Σ, γ. Λ, δ. Σ
- 51.** δεν μπορούμε να ξέρουμε
- 73.** δ
- 76.** α Σ, β. Λ, γ. Σ, δ. Λ
- 77.** α, β, δ
- 84.** γ

88. β
90. γ
91. α. Σ, β. Λ, γ. Σ, δ. Λ
108. α. Λ, β. Σ, γ. Λ, δ. Σ
112. α. Λ, β. Σ, γ. Σ, δ. Λ
113. α. Λ, β. Λ, γ. Σ, δ. Λ
115. α. Σ, β. Σ, γ. Λ, δ. Λ
118. δ





ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ 6ου ΤΟΜΟΥ

5.6 Δείκτες - ογκομέτρηση	5
5.7 Γινόμενο διαλυτότητας.....	47
Γνωρίζεις ότι:	
«Ρυθμιστικά διαλύματα	
στο αίμα μας»	80
Ανακεφαλαίωση -	
Λέξεις κλειδιά	89
Ερωτήσεις - Ασκήσεις -	
Προβλήματα	99





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.