

Χημεία

γ' λυκείου

**Ομάδας Προσανατολισμού
Θετικών Σπουδών**

Τόμος 3ος

ΣΤΟΙΧΕΙΑ ΑΡΧΙΚΗΣ ΕΚΔΟΣΗΣ

Το παρόν βιβλίο περιέχει τα παρακάτω κεφάλαια:

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

**Επιστημονικός Υπεύθυνος –
Διεύθυνση Ομάδων Εργασίας:**

Στέλιος Λιοδάκης

Ομάδα Συγγραφής:

**Στέλιος Λιοδάκης, Δρ. Χημικός, Επίκουρος Καθηγή-
τής ΕΜΠ**

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

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

**Παναγιώτης Θεοδωρόπουλος, Χημικός Δ/θμιας Εκ-
παίδευσης**

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 Μηχανικών, 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**

**Στέλιος Λιοδάκης, Δημήτρης Γάκης,
Δημήτρης Θεοδωρόπουλος,
Παναγιώτης Θεοδωρόπουλος, Αναστάσιος Κάλλης**

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

**Χημεία
γ' λυκείου**

**Ομάδας Προσανατολισμού
Θετικών Σπουδών**

Τόμος 3ος

**ΙΝΣΤΙΤΟΥΤΟ ΤΕΧΝΟΛΟΓΙΑΣ ΥΠΟΛΟΓΙΣΤΩΝ
ΚΑΙ ΕΚΔΟΣΕΩΝ «ΔΙΟΦΑΝΤΟΣ»**



[5]

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ ΚΑΙ ΙΟΝΤΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

5.1 Οξέα και βάσεις κατά Brønsted - Lowry

5.2 Ιοντισμός οξέων - βάσεων

5.3 Ιοντισμός ασθενών οξέων, βάσεων και νερού
- pH

5.4 Επίδραση κοινού ιόντος

5.5 Ρυθμιστικά διαλύματα

5.6 Δείκτες - Ογκομέτρηση (οξυμετρία-
αλκαλιμετρία)

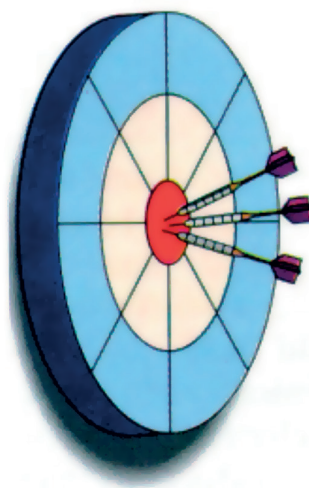
5.7 Γινόμενο διαλυτότητας

Ερωτήσεις - προβλήματα

ΟΙ ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος αυτής της διδακτικής ενότητας θα πρέπει να μπορείς:

- Να ορίζεις τι είναι οξύ και τι βάση με τις αντιλήψεις του Arrhenius και των Brønsted - Lowry και να αναφέρεις χαρακτηριστικές διαφορές ανάμεσα στις δύο θεωρίες.
- Να αναγνωρίζεις από ένα σύνολο ουσιών ποια είναι τα συζυγή ζεύγη οξέων - βάσεων.
- Να ορίζεις τι είναι σχετική ισχύς ενός ηλεκτρολύτη με βάση το βαθμό ιοντισμού και τη σταθερά ιοντισμού. Να περιγράφεις τους παράγοντες από τους οποίους εξαρτάται η ισχύς του ηλεκτρολύτη. Να ταξινομείς τους ηλεκτρολύτες (οξέα και βάσεις) σε ισχυρούς και ασθενείς.
- Να γράφεις τις χημικές εξισώσεις διάστασης ή ιοντισμού των ηλεκτρολυτών και τις αντίστοιχες εκφράσεις της σταθεράς ιοντισμού για τα ασθενή μονοπρωτικά οξέα και βάσεις (K_a , K_b). Να υπολογίζεις τις τιμές των παρακάτω μεγεθών: αρχική συγκέντρωση ηλεκτρολύτη, συγκεντρώσεις ιόντων στην ισορροπία, βαθμός ιοντισμού, σταθερά ιοντισμού, αν γνωρίζεις τις τιμές ορισμένων εξ αυτών.



- Να ορίζεις τι είναι σταθερά ιοντισμού του νερού, K_w . Να ορίζεις τι είναι pH και να ταξινομείς τα διαλύματα σε όξινα, βασικά και ουδέτερα με βάση την τιμή του pH. Να υπολογίζεις το pH ενός ηλεκτρολυτικού διαλύματος, όταν γνωρίζεις τη συγκέντρωση του διαλύματος και τη σταθερά ιοντισμού του ηλεκτρολύτη.
- Να περιγράφεις την επίδραση κοινού ιόντος και να αναφέρεις τις συνέπειες που έχει στο βαθμό ιοντισμού ενός ηλεκτρολύτη.
- Να ορίζεις τι είναι ρυθμιστικά διαλύματα και να αναφέρεις τρόπους παρασκευής αυτών, δίνοντας σχετικά παραδείγματα. Να εξηγείς τη δράση των ρυθμιστικών διαλυμάτων και να επισημαίνεις τη χρησιμότητά τους.
- Να ορίζεις τι είναι δείκτες, να εξηγείς τη δράση τους και να αναφέρεις τη χρησιμότητά τους στην ογκομετρική ανάλυση.
- Να ορίζεις τι είναι γινόμενο διαλυτότητας (K_s), να υπολογίζεις τη διαλυτότητα ενός δυσδιάλυτου ηλεκτρολύτη και να προβλέπεις το σχηματισμό ή όχι ενός ιζήματος με βάση την τιμή του K_s .



Τα οξέα και οι βάσεις αποτελούν έννοιες θεμελιώδους σημασίας στη χημεία. Η χημεία των οξέων - βάσεων έχει πάρα πολλές εφαρμογές στη βιομηχανία, βιολογία, ιατρική, φαρμακευτική, γεωργία κ.λπ. Στην καθημερινή ζωή απίστευτα πράγματα μπορούν να ερμηνευθούν με τη λογική των οξέων - βάσεων. Για

παράδειγμα τα άνθη της ορτανσίας αλλάζουν χρώμα ανάλογα με το pH του χυμού τους. Δηλαδή τα άνθη διαθέτουν κάποιο δείκτη που αλλάζει χρώμα με το pH. Έτσι, υπάρχουν ορτανσίες που σε όξινα εδάφη έχουν μπλε άνθη, σε βασικά ροζ και σε ουδέτερα μοβ. Με ανάλογο τρόπο μπορούν να δοθούν κάποιες ερμηνείες για τις αλλαγές στα χρώματα των φύλλων των δέντρων το φθινόπωρο. Με την ψύξη, δηλαδή, αλλάζει το pH (η τιμή του pH επηρεάζεται από τη θερμοκρασία), συνεπώς και το χρώμα των δεικτών που υπάρχουν στα φύλλα.

[5]

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ ΚΑΙ ΙΟΝΤΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

Εισαγωγή

Στο κεφάλαιο αυτό επανερχόμαστε σε ένα «γνωστό» θέμα. Στα «οξέα, βάσεις και άλατα». Όμως τώρα έχουμε «περισσότερα βέλη στη φαρέτρα μας». Μπορούμε πια να αναβαθμίσουμε τις γνώσεις μας πάνω στους ηλεκτρολύτες, βασισμένοι αφενός στις θεωρίες του χημικού δεσμού και αφετέρου στη χημική ισορροπία. Έτσι, θα ξεκινήσουμε με το μηχανισμό της διάστασης των ιοντικών ή ιοντισμού των μοριακών ενώσεων και τον καθοριστικό ρόλο του νερού. Θα προχωρήσουμε με τη θεωρία των Brønsted - Lowry, ώστε να περιλάβουμε περισσότερες αντιδράσεις μεταξύ οξέων και βάσεων (εξουδετερώσεις). Στη συνέχεια θα γίνει η διάκριση των ηλεκτρολυτών σε ισχυρούς και ασθενείς, στηριζόμενοι κατά κύριο λόγο στη σταθερά ιοντισμού (που είναι μια σταθερά ισορροπίας) και όχι απλά μόνο στο βαθμό ιοντισμού, που είναι η απόδοση της αντίδρασης ιοντισμού. Ο αυτοϊοντισμός του νερού θα δώσει τη βάση για τον καταρτισμό της κλίμακας του pH. Η αρχή του Le Chatelier θα κάνει την επίδραση κοινού ιόντος «εύκολη

υπόθεση». Έτσι, ερμηνεύεται και η δράση των ρυθμιστικών διαλυμάτων, των οποίων ο ρόλος έχει μεγάλη σημασία στη φυσιολογία και το περιβάλλον. Το πρώτο μέρος του κεφαλαίου κλείνει με μια εργαστηριακή εφαρμογή των αντιδράσεων οξέων - βάσεων, τον ογκομετρικό προσδιορισμό οξέων ή βάσεων. Στην εφαρμογή αυτή οι δείκτες οξύμετρίας - αλκαλιμετρίας παίζουν καθοριστικό ρόλο. Το κεφάλαιο τελειώνει με μια ετερογενή ισορροπία, την ισορροπία μεταξύ ιζήματος και του υπερκείμενου κορεσμένου διαλύματος, που είναι γνωστή ως γινόμενο διαλυτότητας.

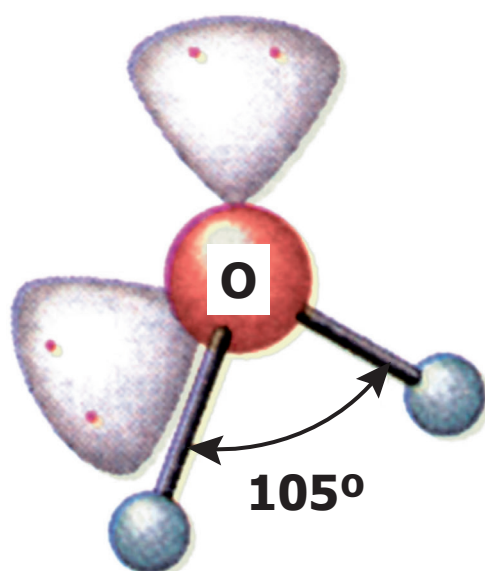
[5.1]

Οξέα - Βάσεις

Ιοντικά υδατικά διαλύματα

Ο ρόλος των διαλυμάτων είναι σημαντικότερος. Για παράδειγμα οι περισσότερες χημικές αντιδράσεις γίνονται σε διαλύματα, καθώς ο διαλύτης φέρνει σε στενή επαφή τα αντιδρώντα συστατικά, με αποτέλεσμα η ταχύτητα της αντίδρασης να αυξάνει. Σ' αυτό το κεφάλαιο θα μελετήσουμε κατά κύριο λόγο τα ιοντικά υδατικά διαλύματα, όπου ο διαλύτης είναι το νερό (H_2O). Το νερό έχει

μια ξεχωριστή θέση ανάμεσα στους υγρούς διαλύτες λόγω των ιδιοτήτων του, που οφείλονται στη μοριακή δομή του (βλέπε σχήμα 5.1) και της μεγάλης αφθονίας του στη φύση.

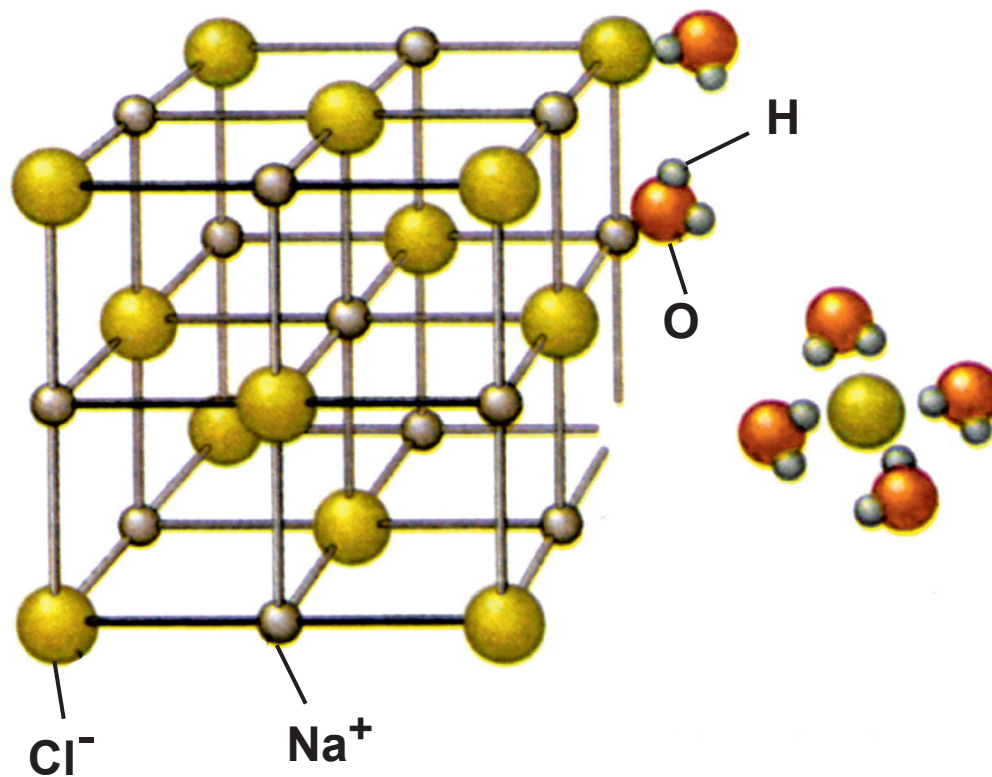


ΣΧΗΜΑ 5.1 Εικονική παρουσίαση της δομής του νερού με μοριακό μοντέλο.

Οι ιοντικές ενώσεις γενικώς διαλύονται στο νερό. Αυτές που διαλύονται πολύ ονομάζονται ευδιάλυτες και αυτές που διαλύονται λίγο, δυσδιάλυτες. Η διάλυση μιας ιοντικής ένωσης στο νερό, χαρακτηρίζεται ως διάσπαση και περιγράφεται συνοπτικά με τον παρακάτω μηχανισμό. Το νερό, λόγω της πολικότητάς του, προσανατολίζεται μεταξύ των ιόντων του κρυσταλλικού

πλέγματος της ιοντικής ένωσης. Τότε, οι ελκτικές δυνάμεις μεταξύ των ιόντων εξασθενίζουν, εξ αιτίας της μεγάλης διηλεκτρικής σταθεράς νερού, τα ιόντα απομακρύνονται και επέρχεται ρήξη του κρυστάλλου. Έχουμε, δηλαδή, διάσταση σε θετικά ιόντα (κατιόντα) και αρνητικά ιόντα (ανιόντα), όπως φαίνεται στο σχήμα 5.2. Με άλλα λόγια, τα δίπολα μόρια του νερού αποσπούν ιόντα από το κρυσταλλικό ιοντικό πλέγμα. Έτσι, τα ιόντα «απελευθερώνονται» και περνούν στο διάλυμα. Μέσα στο διάλυμα τα ιόντα δεν είναι «γυμνά», αλλά περιβάλλονται από έναν ορισμένο αριθμό μορίων νερού με τα οποία συνδέονται με ισχυρές ηλεκτροστατικές έλξεις (εφυδάτωση). Συνοψίζοντας μπορούμε να πούμε:

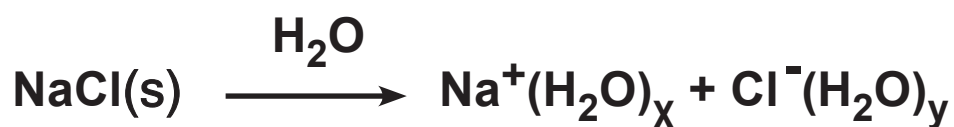
Ηλεκτρολυτική διάσταση στις ιοντικές ενώσεις είναι η απομάκρυνση των ιόντων του κρυσταλλικού πλέγματος.



ΣΧΗΜΑ 5.2 Διαγραμματική παρουσίαση της διάλυσης ιοντικής ένωσης, π.χ. NaCl, στο νερό.

- Συχνά στη βιβλιογραφία γίνεται αδιάκριτη χρήση των όρων: διάσταση, ιοντισμός, ιονισμός.

Η διάσταση μιας ιοντικής ένωσης, π.χ. του NaCl, συμβολίζεται ως εξής:

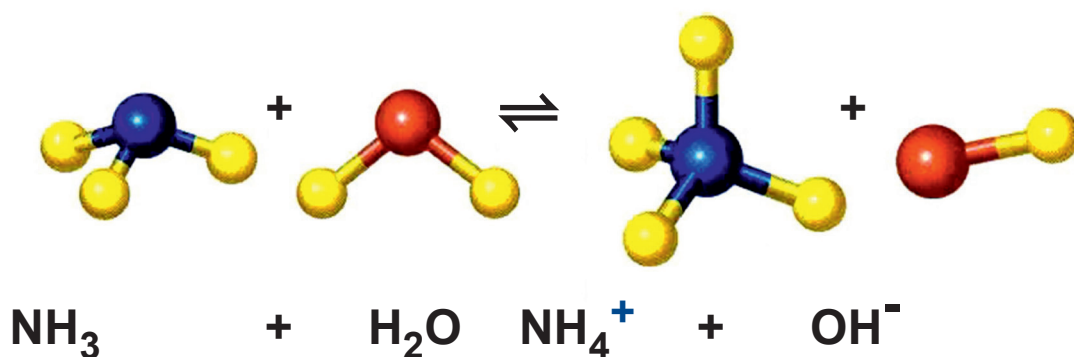
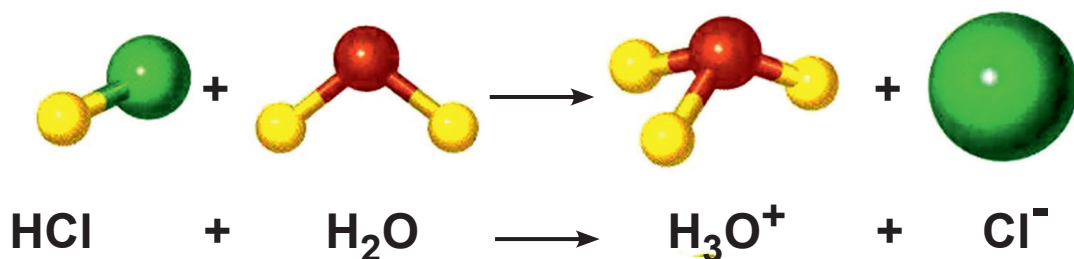




Τέλος, θα πρέπει να παρατηρήσουμε ότι οι ιοντικές ενώσεις κατά τη διάλυσή τους στο νερό δίστανται πλήρως. Μ' αυτόν τον τρόπο δίστανται τα άλατα και τα υδροξείδια των μετάλλων (π.χ. των αλκαλίων και των αλκαλικών γαιών).

Από τις ομοιοπολικές ενώσεις, άλλες θεωρούνται πρακτικά αδιάλυτες στο νερό, π.χ. εξάνιο, και άλλες διαλύονται στο νερό. Από αυτές που διαλύονται στο νερό, άλλες δημιουργούν μοριακά διαλύματα, δηλαδή διαλύματα στα οποία τα διαλυμένα σωματίδια είναι μόρια, και άλλες αντιδρούν με το νερό, δημιουργώντας ιόντα (ιοντικά διαλύματα). Οι αντιδράσεις αυτές ονομάζονται **αντιδράσεις ιοντισμού**. Χαρακτηριστικές περιπτώσεις τέτοιων ενώσεων, που οδηγούν σε ιοντικά διαλύματα, είναι το HCl και η NH_3 . Στην πρώτη περίπτωση, πρακτικά, όλα τα μόρια του HCl δίνουν πρωτόνιο στο H_2O , δημιουργώντας ιόντα H_3O^+ (οξωνίου) και Cl^- . Έχουμε δηλαδή **πλήρη ιοντισμό**. Αντίθετα, στην δεύτερη περίπτωση, ένα πολύ μικρό ποσοστό των μορίων της NH_3 δέχεται πρωτόνια από το H_2O , σχηματίζοντας ιόντα NH_4^+ και OH^- . Στην περίπτωση αυτή έχουμε **μερικό ιοντισμό**. Συμπερασματικά έχουμε:

Ιοντισμός μιας ομοιοπολικής ένωσης είναι η αντίδραση των μορίων αυτής με τα μόρια του διαλύτη (π.χ. νερού) προς σχηματισμό ιόντων.



ΣΧΗΜΑ 5.3 Εικονική παρουσίαση με μοριακά μοντέλα α. του πλήρη ιοντισμού του HCl στο νερό β. του μερικού ιοντισμού της NH₃ στο νερό.

Οξέα - Βάσεις κατά Brønsted - Lowry

Έχουμε ήδη αναφερθεί στις απόψεις του Arrhenius, γύρω από τους ηλεκτρολύτες, στην Α΄ Λυκείου. Σύμφωνα μ' αυτές έχουμε:

Θεωρία Arrhenius

Οξέα είναι οι υδρογονούχες ενώσεις που όταν διαλυθούν στο νερό δίνουν H^+ .

Βάσεις είναι οι ενώσεις που όταν διαλυθούν στο νερό δίνουν OH^- .



Svante Arrhenius (1859 - 1927).

Σουηδός χημικός. Τιμήθηκε με βραβείο Νόμπελ χημείας το 1903 για τη θεωρία του περί ηλεκτρολυτικής διάστασης.

Συχνά του άρεσε να διηγείται την υποδοχή που του επεφύλαξε η επιστημονική κοινότητα για τις αντιλήψεις του περί ηλεκτρολυτικής διάστασης:

« ...έτρεξα στον καθηγητή μου Cleve, που τόσο εκτιμούσα (στο πανεπιστήμιο της Ουψάλας) και του ανακοίνωσα με ενθουσιασμό την ανάπτυξη μιας θεωρίας που είχα διαμορφώσει για την ερμηνεία της ηλεκτρολυτικής αγωγιμότητας των ηλεκτρολυτών.

"Χάρηκα πολύ και για σας!!!" μου απάντησε κοφτά. Πολύ αργότερα μου εκμυστηρεύτηκε πόσο ανόητες

του φάνηκαν, τότε, οι σκέψεις μου ...». Οι αντιλήψεις του Arrhenius πολύ δύσκολα μπορούσαν να γίνουν αντιληπτές την εποχή που διατυπώθηκαν, αφού ακόμα η παρουσία του ηλεκτρονίου ήταν αμφισβητήσιμη.

Όμως, υπάρχουν και άλλες θεωρίες σχετικά με τα οξέα και τις βάσεις, πιο γενικές, χωρίς τον περιορισμό που βάζει η θεωρία του Arrhenius, δηλαδή το νερό να είναι διαλυτικό μέσο. Οι σημαντικότερες είναι των:

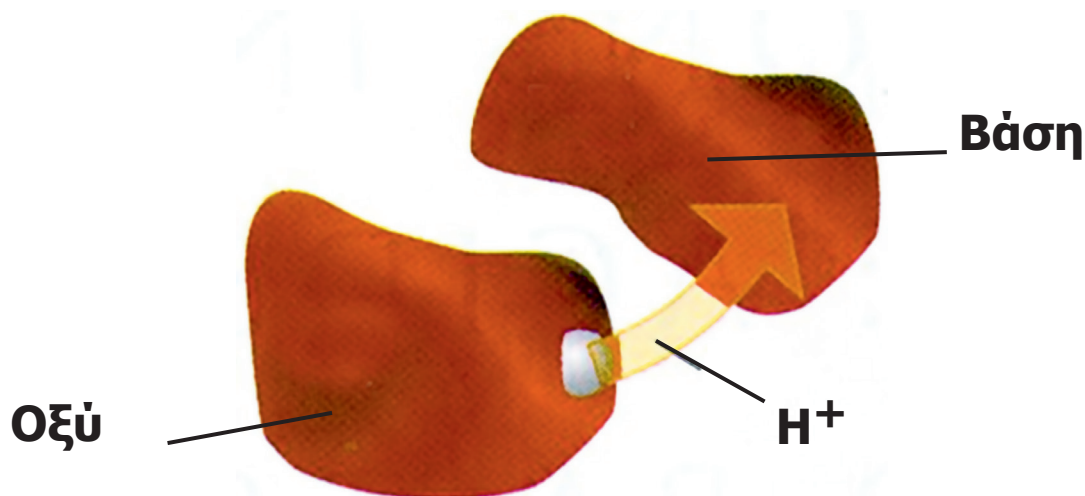
α. Brönsted - Lowry

β. Lewis

Απ' αυτές ιδιαίτερα «βολική» για τη μελέτη των ιοντικών διαλυμάτων είναι των Brönsted - Lowry. Σύμφωνα με τις απόψεις των Brönsted -Lowry, τα οξέα και οι βάσεις ορίζονται:

**Θεωρία
Brönsted -
Lowry**

**Οξύ είναι η ουσία που μπορεί να δώσει ένα ή περισσότερα πρωτόνια.
Βάση είναι η ουσία που μπορεί να δεχτεί ένα ή περισσότερα πρωτόνια.**



ΣΧΗΜΑ 5.4 Διαγραμματική απεικόνιση του ορισμού οξέος - βάσης κατά Brønsted - Lowry.

Στο παράδειγμα ιοντισμού του HF:



το HF είναι οξύ, ως δότης πρωτονίων, και το H₂O βάση, ως δέκτης πρωτονίων. Για την προς τα αριστερά αντίδραση, οξύ είναι το οξόνιο H₃O⁺ και βάση το ιόν F⁻.

Με την ίδια σκέψη ο ιοντισμός της NH₃ έχει τη μορφή:

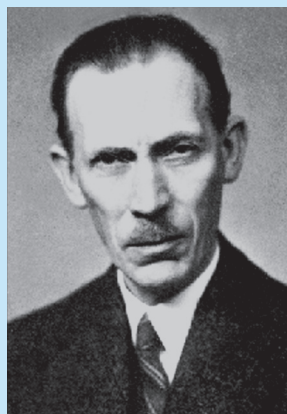


βάση οξύ οξύ βάση

Σύμφωνα με τον ορισμό που έδωσαν οι Brønsted - Lowry για τα οξέα και τις βάσεις, παρατηρούμε ότι:

- Δεν μπορεί να εκδηλωθεί ο όξινος χαρακτήρας χωρίς την παρουσία βάσης, και αντίστοιχα, δεν μπορεί

να εκδηλωθεί ο βασικός χαρακτήρας χωρίς την παρουσία οξέος.



Johanes Brønsted (1879 - 1947).

Δανός χημικός και χημικός μηχανικός. Καθηγητής στο πανεπιστήμιο της Κοπεγχάγης. Διακρίθηκε για τις αντιναζιστικές του αντιλήψεις στη διάρκεια του Β΄ παγκοσμίου πολέμου. Εξελέγη βουλευτής το 1947, όμως δεν πρόλαβε να χαρεί τη νίκη του, λίγους μήνες αργότερα πέθανε.



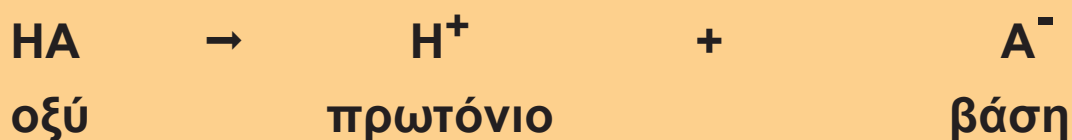
Thomas Lowry (1874-1936).

Άγγλος χημικός, καθηγητής στο πανεπιστήμιο του Λονδίνου. Οι Brønsted και Lowry, εργαζόμενοι ανεξάρτητα ο ένας από τον άλλο, διατύπωσαν την ομώνυμη θεωρία περί οξέων και βάσεων. Αξίζει να παρατηρήσουμε ότι την αντίληψη αυτή περί οξέων (ότι είναι δηλαδή δότες πρωτονίων) πρώτος διατύπωσε ο καθηγητής στο πανεπιστήμιο του Manchester Lapworth (1872- 1941), του οποίου μαθητής ήταν ο Lowry.

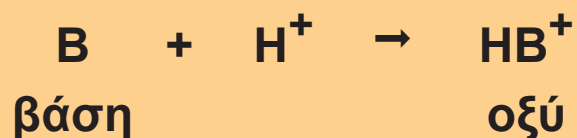
Με άλλα λόγια, για να δράσει ένα σώμα ως οξύ πρέπει να υπάρχει μια ουσία που να μπορεί να δεχτεί πρωτόνια (βάση), και αντίστοιχα, για να δράσει ένα σώμα ως βάση πρέπει να υπάρχει μια ουσία που μπορεί να δώσει πρωτόνια (οξύ). Για παράδειγμα το καθαρό αέριο ξηρό HCl δεν εκδηλώνει όξινο χαρακτήρα. Οι όξινες ιδιότητες του HCl εκδηλώνονται, όταν αυτό διαλυθεί στο νερό (το νερό παίζει το ρόλο της βάσης). Με ανάλογο σκεπτικό στην οξειδοαναγωγή, δεν εκδηλώνεται ο οξειδωτικός χαρακτήρας χωρίς την παρουσία μιας αναγωγικής ουσίας, και αντίστροφα.

- Ένα οξύ αποβάλλει πρωτόνιο και μετατρέπεται σε βάση, τη συζυγή του βάση. Επίσης μια βάση δέχεται πρωτόνιο και μετατρέπεται σε οξύ, το συζυγές της οξύ.

Όσο μάλιστα ισχυρότερο είναι το οξύ (όσο δηλαδή μεγαλύτερη τάση έχει να αποβάλει πρωτόνιο), τόσο πιο ασθενής είναι η συζυγής του βάση (τόσο δηλαδή μικρότερη τάση έχει να προσλάβει πρωτόνιο). Και αντίστοιχα, όσο πιο ισχυρή είναι μια βάση, τόσο πιο ασθενές είναι το συζυγές της οξύ. Αν συμβολίσουμε ένα οξύ HA, μπορούμε να γράψουμε:



Η βάση A^- λέγεται συζυγής του οξέος HA και το οξύ HA λέγεται συζυγές της βάσης A^- . Το δε ζεύγος HA και A^- λέγεται συζυγές ζεύγος. Αν συμβολίσουμε μια βάση με B , μπορούμε να γράψουμε:



Το οξύ HB^+ λέγεται συζυγές της βάσης B και η βάση B λέγεται συζυγής του οξέος HB^+ . Το ζεύγος HB^+ και B λέγεται συζυγές ζεύγος.

Παρατηρούμε, δηλαδή, ότι ένα οξύ διαφέρει από τη συζυγή του βάση κατά ένα πρωτόνιο (δηλαδή κατά έναν πυρήνα ατόμου H). Στον παρακάτω πίνακα δίνονται χαρακτηριστικά παραδείγματα συζυγών ζευγών.

**ΠΙΝΑΚΑΣ 5.1 Χαρακτηριστικά
παραδείγματα συζυγών οξέων - βάσεων**

Παραδείγματα συζυγών - ζευγών

ΟΞΥ	ΒΑΣΗ
HCl	Cl ⁻
HF	F ⁻
H ₂ S	HS ⁻
HS ⁻	S ²⁻
H ₂ O	OH ⁻
H ₃ O ⁺	H ₂ O
NH ₄ ⁺	NH ₃
NH ₃	NH ₂ ⁻

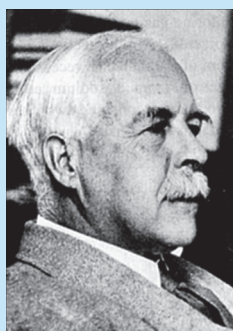
Το H₂O στην μεν ισορροπία $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$ παίζει το ρόλο της βάσης, στη δε ισορροπία $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ παίζει το ρόλο του οξέος.

- Ουσίες, όπως το νερό, που άλλοτε δρουν ως οξέα και άλλοτε ως βάσεις, ανάλογα με την ουσία με την

οποία αντιδρούν, ονομάζονται **αμφιπρωτικές ή αμφολύτες**.

- Τα οξέα και οι βάσεις δεν είναι απαραίτητο να είναι μόρια, αλλά μπορεί να είναι και ιόντα, όπως φαίνεται στον πίνακα 5.1.

- Η θεωρία των Brønsted - Lowry είναι πολύ γενικότερη εκείνης του Arrhenius και επεκτείνεται εύκολα σε οποιονδήποτε διαλύτη, ερμηνεύοντας όλες τις αντιδράσεις μεταφοράς πρωτονίων.



Lewis (1875-1946).

Σύμφωνα με τις αντιλήψεις του Lewis: Οξύ είναι ο δέκτης ζεύγους ηλεκτρονίων, π.χ. AlCl_3 , και βάση ο δότης ζεύγους ηλεκτρονίων, π.χ. NH_3 .

- Η ονομασία πρωτόνιο χρησιμοποιείται ως συνώνυμο του H^+ , καθώς η απώλεια ενός ηλεκτρονίου από το άτομο του H αφήνει μόνο τον πυρήνα του ατόμου, δηλαδή ένα πρωτόνιο. Ωστόσο, τα πρωτόνια είναι τόσο δραστικά, ώστε σχηματίζουν πάντοτε δεσμούς με άλλες ενώσεις, π.χ. παρουσία νερού σχηματίζουν H_3O^+ .

[5.2]

Ιοντισμός οξέων - βάσεων

Εξισώσεις διάστασης ή ιοντισμού οξέων και βάσεων

Η διάσταση ή ιοντισμός των ηλεκτρολυτών σε ιόντα δε γίνεται πάντα στο ίδιο ποσοστό. Υπάρχουν ηλεκτρολύτες που κατά τη διάλυσή τους στο νερό δίστανται (ή ιοντίζονται) πλήρως, δηλαδή 100%. Στην κατηγορία αυτή ανήκουν, όπως αναφέραμε, οι ιοντικές (ετεροπολικές) ενώσεις, π.χ. τα άλατα και τα υδροξείδια των μετάλλων. Δεν ισχύει όμως το ίδιο για τους ομοιοπολικούς ηλεκτρολύτες, όπως είναι τα οξέα και η NH_3 . Σ' αυτές ο ιοντισμός για να διακρίνεται από την ηλεκτρολυτική διάσταση των ιοντικών ενώσεων, μπορεί να είναι πλήρης ή μερικός. Ο ιοντισμός μιας ομοιοπολικής ένωσης στο νερό είναι στην ουσία αντίδραση οξέος - βάσης, κατά τις απόψεις των Brønsted - Lowry. Αν η αντίδραση ιοντισμού είναι σχεδόν πλήρης, τότε ο ηλεκτρολύτης χαρακτηρίζεται ισχυρός, ενώ αν ο ιοντισμός είναι μερικός, τότε ο ηλεκτρολύτης χαρακτηρίζεται ασθενής. Η ισχύς των ηλεκτρολυτών είναι μια γενική έκφραση της ικανότητας που έχουν αυτοί να δίστανται ή ιοντίζονται πλήρως ή μερικώς. Ένα πρώτο μέτρο έκφρασης της ισχύος των ηλεκτρολυτών, κάτω από ορισμένες συνθήκες, είναι

ο βαθμός ιοντισμού (α).

- Γενικά ο μηχανισμός ηλεκτρολυτικής διάστασης των ηλεκτρολυτών αναφέρεται απλά ως διάσταση.

- Ο βαθμός ιοντισμού ενός ηλεκτρολύτη (α) ορίζεται ως το πηλίκο του αριθμού των mol που ιοντίζονται προς το συνολικό αριθμό των mol του ηλεκτρολύτη και εκφράζει την απόδοση της αντίδρασης ιοντισμού του ηλεκτρολύτη στο διαλύτη (νερό).

- Ο βαθμός ιοντισμού (α) εξαρτάται από τη:
 1. **φύση του ηλεκτρολύτη.** (βλέπε σχέση ισχύος και μοριακής δομής ηλεκτρολύτη).
 2. **φύση του διαλύτη.** Για παράδειγμα το CH_3COOH σε υδατικό διάλυμα είναι ασθενές οξύ, ενώ σε υγρή αμμωνία συμπεριφέρεται ως ισχυρό οξύ.
 3. **θερμοκρασία.** Όταν αυξάνεται η θερμοκρασία, τότε η τιμή του α αυξάνεται. Αυτό συμβαίνει, επειδή η αντίδραση ιοντισμού είναι ενδόθερμη αντίδραση.
 4. **συγκέντρωση του ηλεκτρολύτη.** Όσο αυξάνεται η συγκέντρωση, τόσο η τιμή του α μειώνεται.
 5. **παρουσία κοινού ιόντος.** Στην περίπτωση αυτή η τιμή του α μειώνεται.

Λέμε ένα πρώτο μέτρο έκφρασης της ισχύος των ηλεκτρολυτών, γιατί η τιμή του α εξαρτάται από τη φύση του ηλεκτρολύτη, τη φύση του διαλύτη, τη θερμοκρασία, τη συγκέντρωση και την παρουσία κοινών ιόντων στο διάλυμα. Για το λόγο αυτό η ισχύς ενός ηλεκτρολύτη εκφράζεται συνήθως με βάση τη σταθερά ιοντισμού (που θα δούμε αργότερα) της οποίας η τιμή σε αραιά διαλύματα είναι ανεξάρτητη της συγκέντρωσης του ηλεκτρολύτη και της επίδρασης κοινού ιόντος.

Τα οξέα που ιοντίζονται πλήρως στο νερό ονομάζονται ισχυρά. Η αντίδραση ιοντισμού ενός ισχυρού οξέος, π.χ. HCl, είναι μονόδρομη:



Στην περίπτωση αυτή ο βαθμός ιοντισμού είναι $\alpha = 1$.

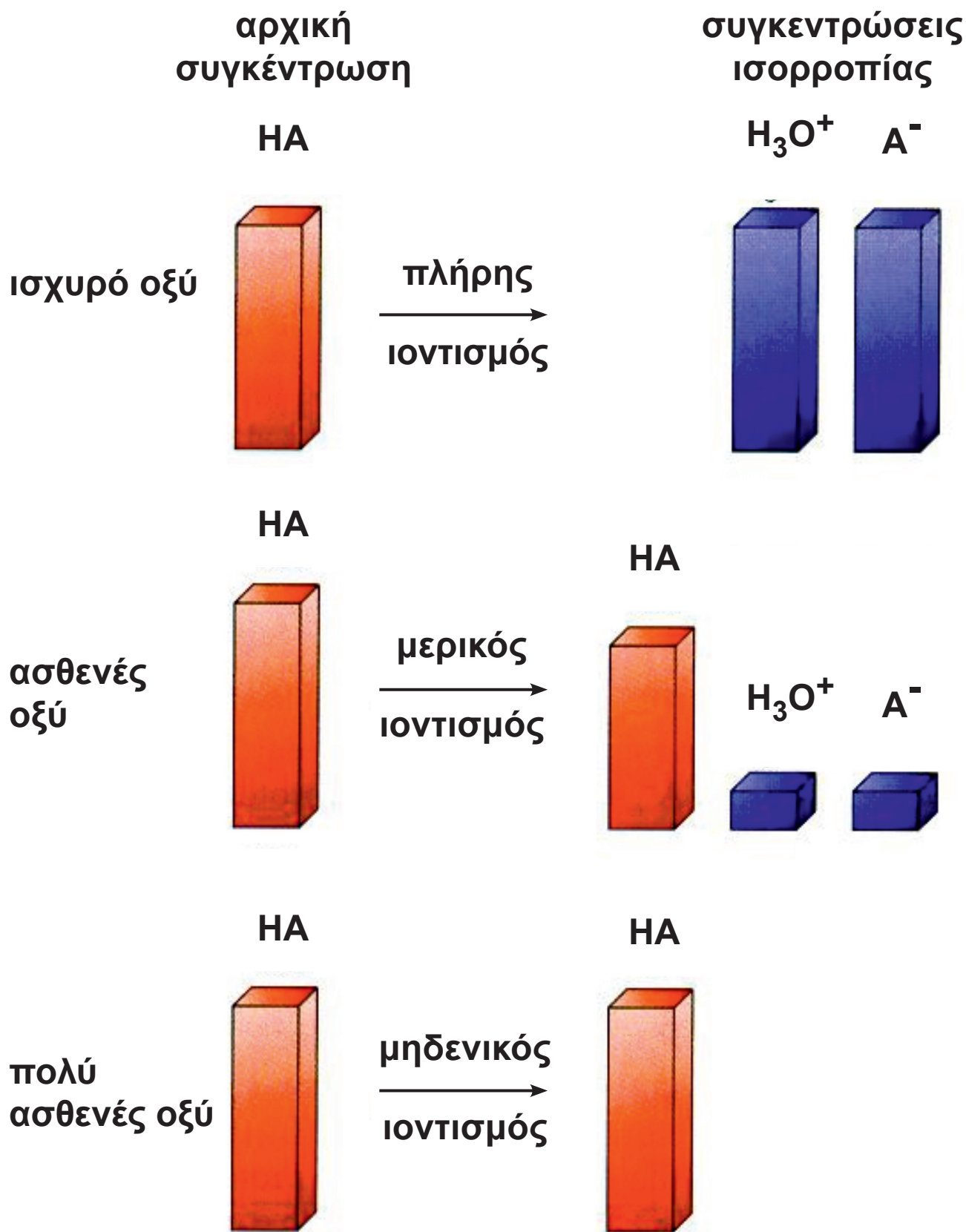
Ισχυρά οξέα είναι τα: HCl, HBr, HI, HNO₃, HClO₄ και H₂SO₄ (στην πρώτη βαθμίδα ιοντισμού του).

- Ο βαθμός ιοντισμού αποτελεί το μέτρο της ισχύος των ηλεκτρολυτών, με την προϋπόθεση ότι η σύγκριση των ηλεκτρολυτών γίνεται κάτω από τις ίδιες συνθήκες θερμοκρασίας και συγκέντρωσης, στον ίδιο διαλύτη, χωρίς να υπάρχει παρουσία κοινού ιόντος.
- Τα ισχυρά οξέα στην πραγματικότητα δεν ιοντίζονται 100%, αλλά θεωρούμε ότι ιοντίζονται πλήρως.

Τα οξέα που ιοντίζονται μερικώς στο νερό ονομάζονται ασθενή. Ο ιοντισμός ενός ασθενούς οξέος, π.χ. του HF, στο νερό συμβολίζεται ως εξής:



Άλλα συνήθη ασθενή οξέα είναι: HCN, HClO, HCOOH, CH₃COOH.



ΣΧΗΜΑ 5.5 Διαγραμματική απεικόνιση του ιοντισμού ισχυρού και ασθενούς οξέος.

Διπρωτικά ονομάζονται τα οξέα που ιοντίζονται σε δύο βήματα, π.χ. το H_2S ιοντίζεται σύμφωνα με το σχήμα:



Με ανάλογο σκεπτικό τα **τριπρωτικά** οξέα, όπως είναι το H_3PO_4 , ιοντίζονται σε τρία στάδια.

Οι βάσεις που δεν ιοντίζονται πλήρως στο H_2O ονομάζονται ασθενείς. Για παράδειγμα φέρνουμε την αμμωνία NH_3 .



Όπως αναφέραμε, βάση μπορεί να είναι και ένα ιόν, π.χ. το F^- , του οποίου ο ιοντισμός στο νερό είναι:



Ισχύς οξέων - βάσεων και μοριακή δομή

Η ισχύς ενός οξέος καθορίζεται κυρίως από το είδος του ατόμου που συγκρατεί το υδρογόνο, και ιδιαίτερα από την ηλεκτραρνητικότητα και το μέγεθος αυτού.

Έτσι:

- Για μια δεδομένη σειρά (περίοδο) του περιοδικού πίνακα, η ισχύς των οξέων αυξάνεται από αριστερά προς τα δεξιά, καθώς αυξάνεται η ηλεκτραρνητικότητα του στοιχείου X που ενώνεται με το H .

Γι' αυτό η ισχύς των οξέων αυξάνεται κατά τη σειρά:
 $\text{H-CH}_3 < \text{H-NH}_2 < \text{H-OH} < \text{H-F}$

Δηλαδή, όσο πιο ηλεκτραρνητικό είναι το άτομο X, τόσο πιο ισχυρά έλκει προς το μέρος του τα ηλεκτρόνια του δεσμού H-X, διευκολύνοντας έτσι την απόσπαση του H^+ . Επίσης:

- Σε μια δεδομένη ομάδα του περιοδικού πίνακα, η ισχύς των οξέων αυξάνεται από πάνω προς τα κάτω, κατά την ίδια σειρά που αυξάνεται η ατομική ακτίνα στοιχείου X που ενώνεται με το H.

Για παράδειγμα η ισχύς των υδραλογόνων ακολουθεί την σειρά:



Αυτό δικαιολογείται με το σκεπτικό ότι, καθώς μεγαλώνει η ατομική ακτίνα του X, ο δεσμός H-X εξασθενίζει, με αποτέλεσμα ευκολότερα να αποσπάται το H^+ .

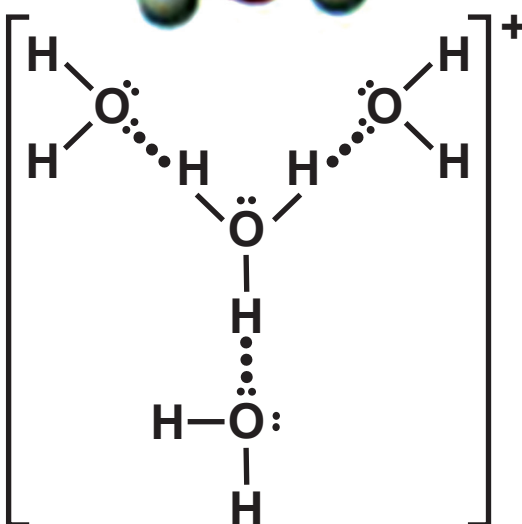
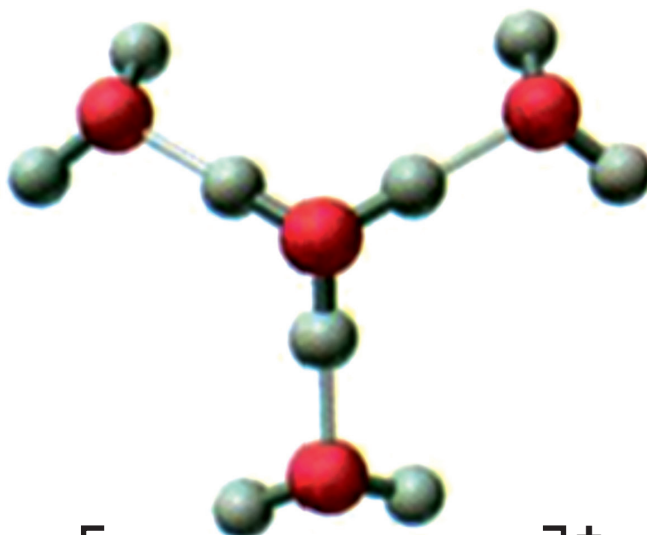
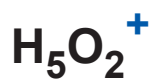
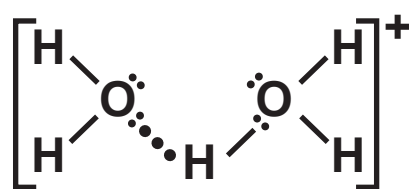
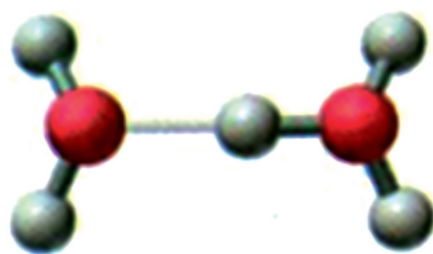
- **Ισχυροί ηλεκτρολύτες κατά Arrhenius**

Οξέα: HCl, HBr, HI, HNO₃, HClO₄ και H₂SO₄ (στην πρώτη βαθμίδα ιοντισμού του).

Βάσεις: Τα υδροξείδια των μετάλλων της IA και IIA ομάδας του περιοδικού πίνακα, που είναι διαλυτά στο νερό.

Άλατα: όλα τα διαλυτά στο νερό άλατα.

- Το ιόν του οξωνίου H₃O⁺ ενώνεται με δεσμούς υδρογόνου με άλλα μόρια νερού, σχηματίζοντας διάφορους τύπους ιόντων, π.χ. H₅O₂⁺ ή H₉O₄⁺, όπως φαίνεται στο παρακάτω σχήμα.



• Γενικά όξινος χαρακτήρας των υδρογονούχων ενώσεων ενός στοιχείου X αυξάνεται από αριστερά προς τα δεξιά και από πάνω προς τα κάτω στον περιοδικό πίνακα. Σε γενικές γραμμές η ισχύς των βάσεων ακολουθεί τον αντίθετο δρόμο αυτού της ισχύος των οξέων, δηλαδή ο βασικός χαρακτήρας των υδρογονούχων ενώσεων ενός στοιχείου ψ αυξάνεται από δεξιά προς τα αριστερά και από κάτω προς τα πάνω.

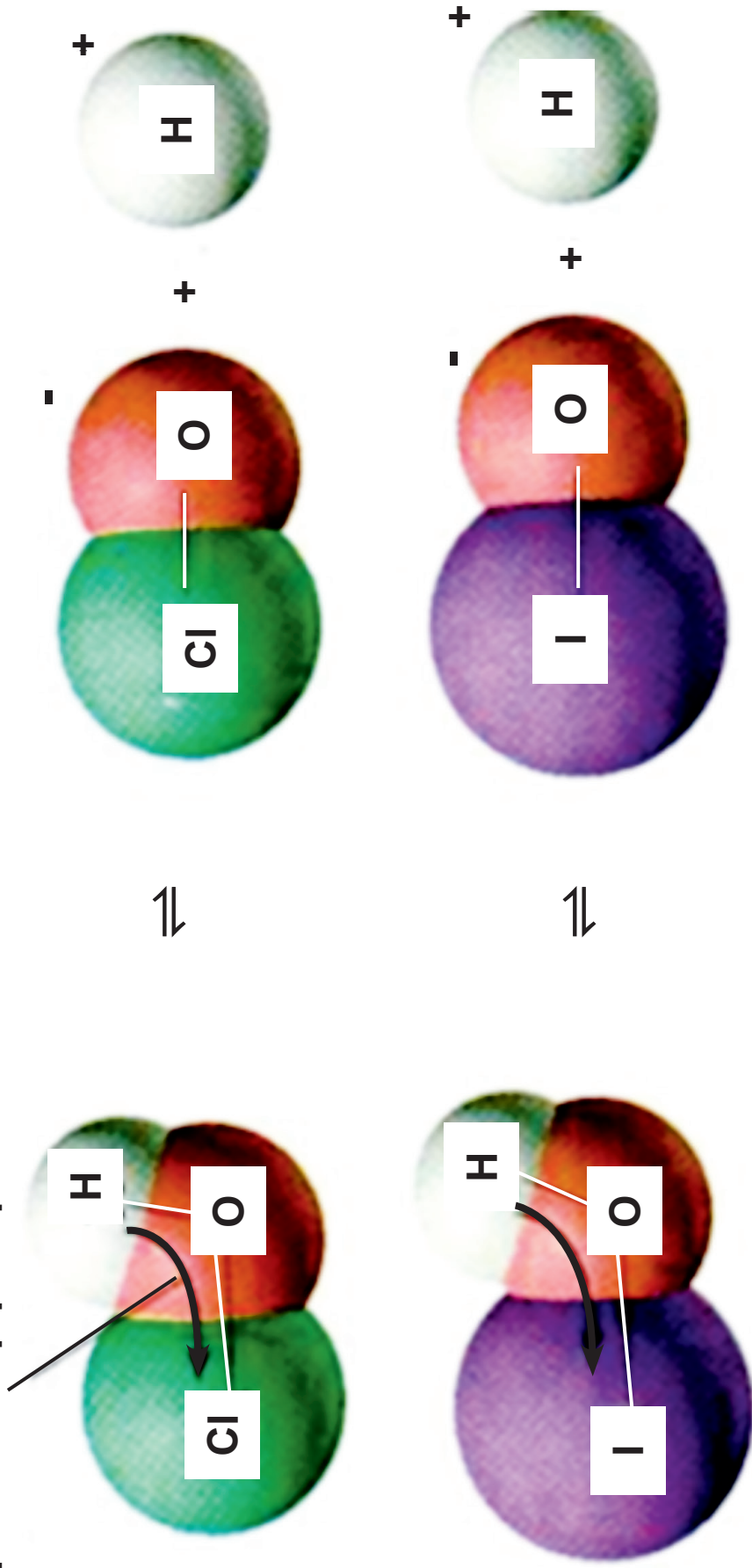
Σημαντικό ρόλο στη συσχέτιση μοριακής δομής και ισχύος ηλεκτρολύτη αποτελεί το επαγωγικό φαινόμενο. **Επαγωγικό φαινόμενο ονομάζεται η μετατόπιση των ηλεκτρονίων (πόλωση) ενός δεσμού, λόγω της παρουσίας γειτονικών ομάδων ή ατόμων.**

Οι υποκαταστάτες (άτομα ή ομάδες ατόμων) που έλκουν ηλεκτρόνια, π.χ. αλογόνα, προκαλούν το **-I επαγωγικό φαινόμενο**. Η σειρά αύξησης του -I επαγωγικού φαινομένου για μια σειρά υποκαταστατών είναι:



• Το -I επαγωγικό φαινόμενο **πολώνει εντονότερα το δεσμό H-X, με αποτέλεσμα να αποσπάται ευκολότερα το H⁺, δηλαδή ευνοεί την ισχύ του οξέος.**

μετατόπιση ηλεκτρονίων



35 / 144

ΣΧΗΜΑ 5.6 Το πιο ηλεκτραρνητικό άτομο, δηλαδή το χλώριο, «τραβά» εντονότερα το ζευγάρι ηλεκτρονίων του δεσμού O-H απ' ό,τι το ιώδιο. Το χλώριο, δηλαδή, προκαλεί εντονότερο -I επαγωγικό φαινόμενο σε σύγκριση με το ιώδιο. Έτσι, ο δεσμός O-H γίνεται ασθενέστερος στην περίπτωση του HClO και η απόσπαση του H^+ γίνεται ευκολότερα. Γι' αυτό και το HClO είναι ισχυρότερο οξύ από το HIO.

Με ανάλογους κανόνες καθορίζεται ο βασικός χαρακτήρας των ηλεκτρολυτών. Έτσι,

- Ο βασικός χαρακτήρας των υδρογονούχων ενώσεων αυξάνεται από δεξιά προς τα αριστερά και από κάτω προς τα πάνω στον περιοδικό πίνακα.

Έτσι για παράδειγμα, η ισχύς των βάσεων σε υδατικό διάλυμα ακολουθεί τη σειρά:

$\text{NH}_3 > \text{PH}_3 > \text{AsH}_3 > \text{SbH}_3 > \text{BiH}_3$, καθώς με αυτή τη σειρά μειώνεται η ατομική ακτίνα του στοιχείου X που ενώνεται με το H.

Οι υποκαταστάτες που απωθούν τα ηλεκτρόνια, π.χ. μέταλλα, προκαλούν το +I επαγωγικό φαινόμενο. Η σειρά αύξησης του +I επαγωγικού φαινομένου για μια σειρά υποκαταστατών είναι:



- Η παρουσία ενός υποκαταστάτη, π.χ. CH_3^- , που προκαλεί +I επαγωγικό φαινόμενο, προσδίδει στη βάση μεγαλύτερη ικανότητα να έλκει H^+ , οπότε η ισχύς της βάσης αυξάνεται.

Γι' αυτό η CH_3NH_2 είναι ισχυρότερη βάση της NH_3 .

Παράδειγμα 5.1

Με βάση τη μοριακή δομή ποιο προβλέπεται να είναι ισχυρότερο οξύ, το H_2SO_3 ή το H_2SO_4 και γιατί;

ΑΠΑΝΤΗΣΗ

Η παρουσία ενός επιπλέον ατόμου Ο στο μόριο του H_2SO_4 αυξάνει, λόγω του -I επαγωγικού φαινομένου, την ισχύ του H_2SO_4 έναντι του H_2SO_3 .

Παράδειγμα 5.2

Πώς με βάση την ηλεκτρονιακή δομή των μορίων μπορούμε να ερμηνεύσουμε τη σχετική σειρά ισχύος των οξέων σε υδατικά διαλύματα



ΑΠΑΝΤΗΣΗ

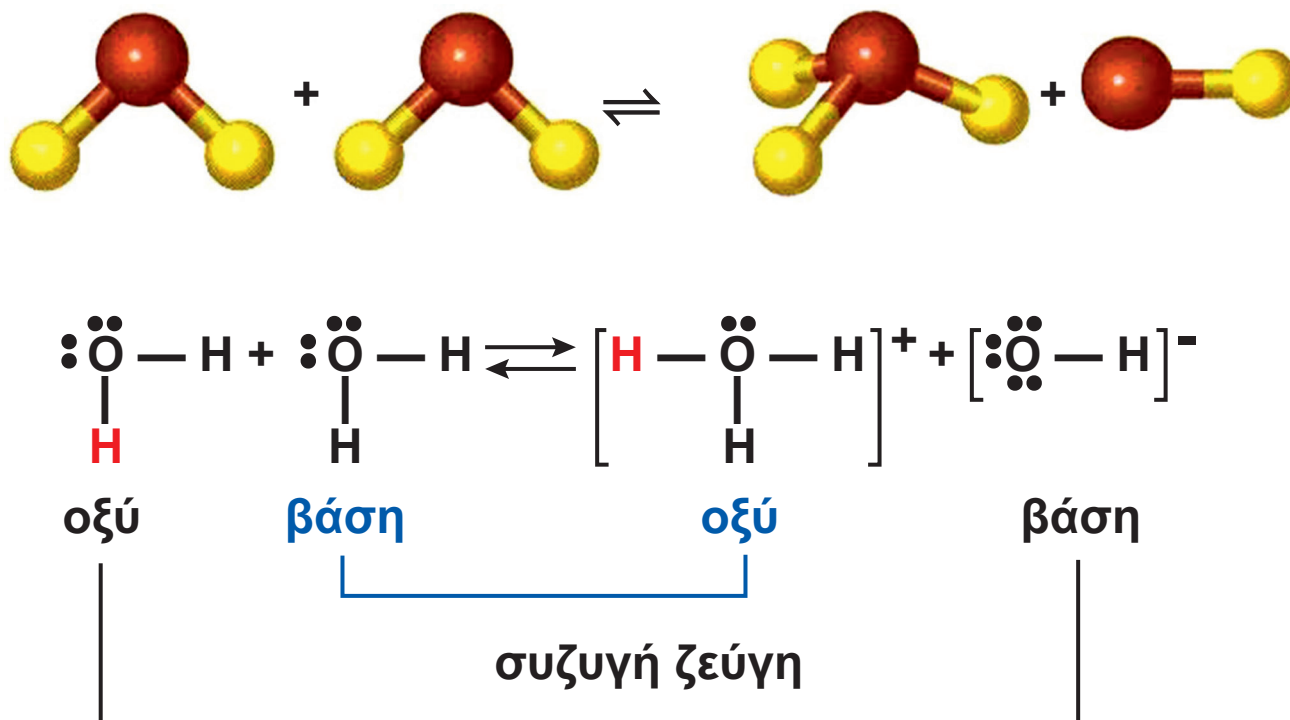
Η ερμηνεία δίνεται με βάση το -I επαγωγικό φαινόμενο, που προκαλούν τα άτομα Cl, όπως φαίνεται στο σχήμα 5.6.

[5.3]

Ιοντισμός οξέων, βάσεων και νερού - pH

Ιοντισμός του νερού - pH

Το καθαρό νερό δεν αποτελείται αποκλειστικά και μόνο από μόρια νερού. Μετρήσεις μεγάλης ακρίβειας της αγωγιμότητας του νερού έδειξαν ότι στο καθαρό νερό υπάρχουν ιόντα H_3O^+ (οξωνίου) και OH^- (υδροξειδίου). Τα ιόντα αυτά προκύπτουν λόγω του ιοντισμού του νερού, σύμφωνα με το σχήμα:



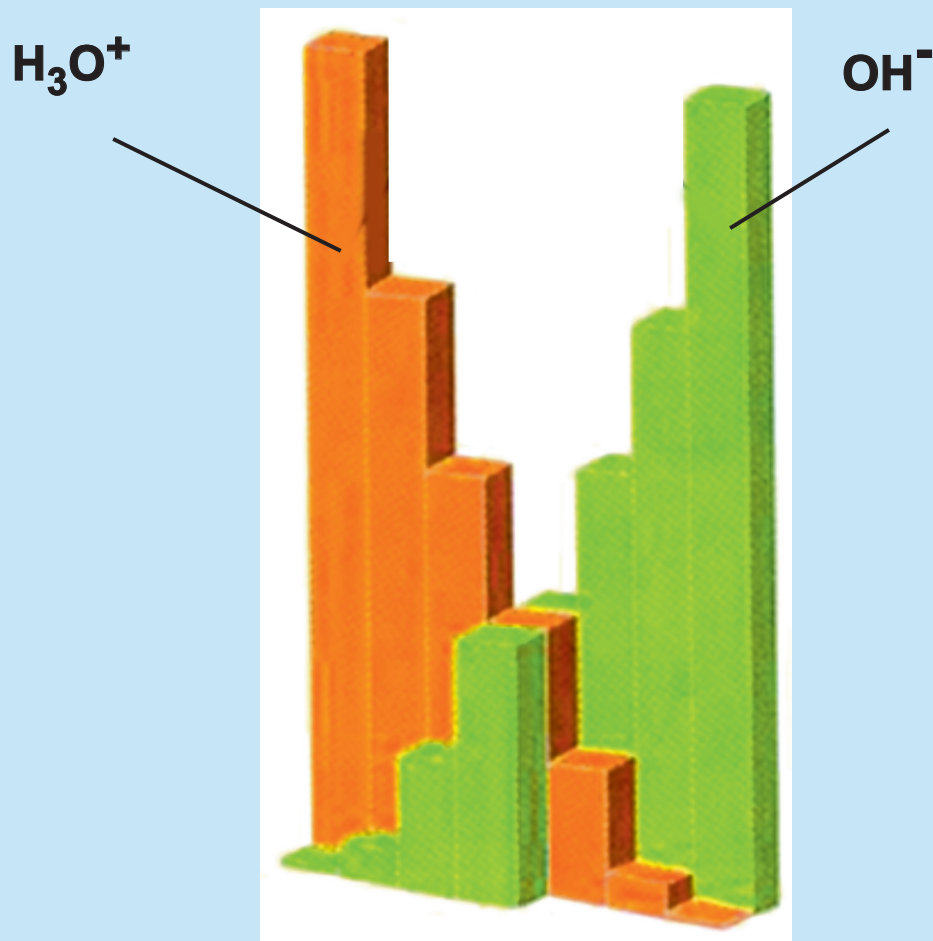
ΣΧΗΜΑ 5.7 Διαγραμματική απεικόνιση του αυτοϊοντισμού του νερού.

Η αμφίδρομη αντίδραση ιοντισμού του νερού:



έχει μια σταθερά χημικής ισορροπίας, η οποία ονομάζεται **σταθερά ιοντισμού** ή **γινόμενο ιόντων του νερού**, συμβολίζεται με K_w και δίνεται από τη σχέση:

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



Το γινόμενο των συγκεντρώσεων ιόντων H_3O^+ και OH^- παραμένει σταθερό. Δηλαδή, όσο μεγαλώνει η τιμή του ενός, τόσο πέφτει η τιμή του άλλου.

Στη σχέση αυτή δεν αναγράφεται η συγκέντρωση του νερού, όπως γενικώς συμβαίνει σε όλους τους νόμους χημικής ισορροπίας αραιών υδατικών ηλεκτρολυτικών διαλυμάτων. Η συγκέντρωση του νερού θεωρείται σταθερή και ίση με:

$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{1000\text{g}}{\text{L}} \quad \text{ή} \quad \frac{1000}{18} \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 55,5 \text{ M},$$

κάνοντας την παραδοχή ότι σε 1 L νερού περιέχονται 1000 g νερού, δηλαδή ότι το διάλυμα είναι πολύ αραιό και ότι η πυκνότητα του νερού είναι $\rho = 1 \text{ g mL}^{-1}$ (25 °C).

Η K_w , όπως γενικώς συμβαίνει στις σταθερές ισορροπίας αραιών υδατικών διαλυμάτων, μεταβάλλεται μόνο με τη θερμοκρασία. Μάλιστα αυξάνεται με την αύξηση της θερμοκρασίας, καθώς οι αντιδράσεις ιοντισμού είναι ενδόθερμες. Στους 25 °C ισχύει:

$$K_w = 10^{-14} \text{ (25 °C)}$$

Επίσης οι μονάδες του K_w (mol^2/L^2) χάριν ευκολίας παραλείπονται, όπως συνήθως γίνεται και στις άλλες σταθερές ισορροπίας.

Εδώ θα πρέπει να επισημάνουμε ότι η ισορροπία ιοντισμού του νερού γίνεται σε όλα τα υδατικά διαλύματα, ως εκ τούτου σε κάθε υδατικό διάλυμα ισχύει η σχέση: $[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$ (στους 25 °C).

Στο καθαρό νερό: αν θέσουμε $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = x \text{ M}$, τότε $x^2 = 10^{-14}$ ή $x = 10^{-7} \text{ M}$. Δηλαδή:

- Στο καθαρό νερό στους 25°C έχουμε:
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$
- Σε ένα υδατικό διάλυμα στους 25°C που περιέχει οξύ έχουμε:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ M} \text{ και } [\text{OH}^-] < 10^{-7} \text{ M}$$

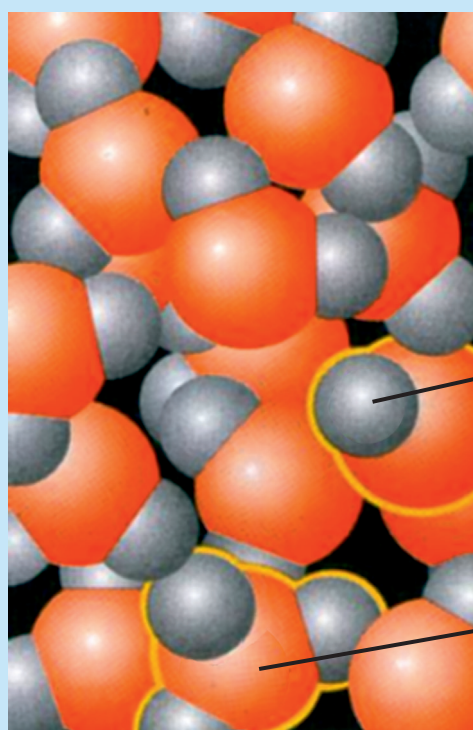
Π.χ. αν $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5} \text{ M}$, τότε από τη σχέση $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$ προκύπτει ότι $[\text{OH}^-] = 10^{-9} \text{ M}$.

Παρατηρούμε, δηλαδή, ότι στα όξινα υδατικά διαλύματα υπάρχουν και ιόντα OH^- που προκύπτουν από τον αυτοϊοντισμό του νερού. Αντίστοιχα:

- Σε ένα βασικό υδατικό διάλυμα στους 25°C έχουμε:
 $[\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ M}$ και $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ M}$

Συνοπτικά καταλήγουμε στον ακόλουθο πίνακα:

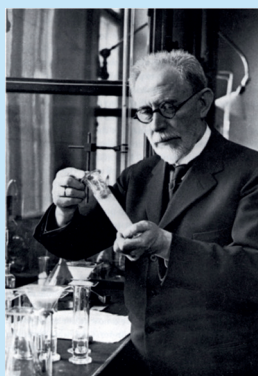
Σε όλα τα υδατικά διαλύματα / 25 °C:	$[H_3O^+][OH^-] = K_w = 10^{-14}$
Σε ουδέτερα διαλύματα και στο νερό / 25 °C	$[H_3O^+] = 10^{-7} \text{ M} = [OH^-]$
Σε όξινα διαλύματα / 25 °C	$[H_3O^+] > 10^{-7} \text{ M} > [OH^-]$
Σε βασικά (αλκαλικά) διαλύματα / 25 °C	$[H_3O^+] < 10^{-7} \text{ M} < [OH^-]$



Ο ιοντισμός του νερού γίνεται σε πάρα πολύ μικρό ποσοστό. Δηλαδή, σε διακόσια περίπου εκατομμύρια

μόρια νερού, ένα μόνο μόριο έχει ιοντιστεί. Στο καθαρό νερό, στους 25 °C ισχύει:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$$



S.P.L. Sørensen (1868 -1939). Δανός χημικός. Διετέλεσε διευθυντής στα εργαστήρια της ζυθοποιίας Carlsberg. Το 1909 εισήγαγε την κλίμακα pH (πεχα) για το χαρακτηρισμό της οξύτητας ενός διαλύματος. Το επιστημονικό του έργο συμπεριλαμβάνει επίσης την ανάπτυξη αναλυτικών τεχνικών, τη σύνθεση αμινοξέων και τη μελέτη της ζύμωσης.

- Επεκτείνοντας την έννοια του pH ορίζουμε:

$$\text{p}K_w = -\log K_w$$

$$\text{p}K_a = -\log K_a$$

$$\text{p}K_b = -\log K_b$$

Πολλά φυσικοχημικά φαινόμενα εξαρτώνται από την οξύτητα, δηλαδή τη συγκέντρωση των H_3O^+ του διαλύματος. Για τη διευκόλυνση των υπολογισμών της συγκέντρωσης H_3O^+ ο Sørensen εισήγαγε το 1909 την έννοια του pH:

- Το pH (πε-χά) ορίζεται ως ο αρνητικός δεκαδικός λογάριθμος της αριθμητικής τιμής της συγκέντρωσης των ιόντων H_3O^+ σε ένα υδατικό διάλυμα.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

δηλαδή, αν $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ M}$, τότε $\text{pH} = -\log 10^{-3} = 3$.
Ομοίως ορίστηκε το pOH (πε-οχά):

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

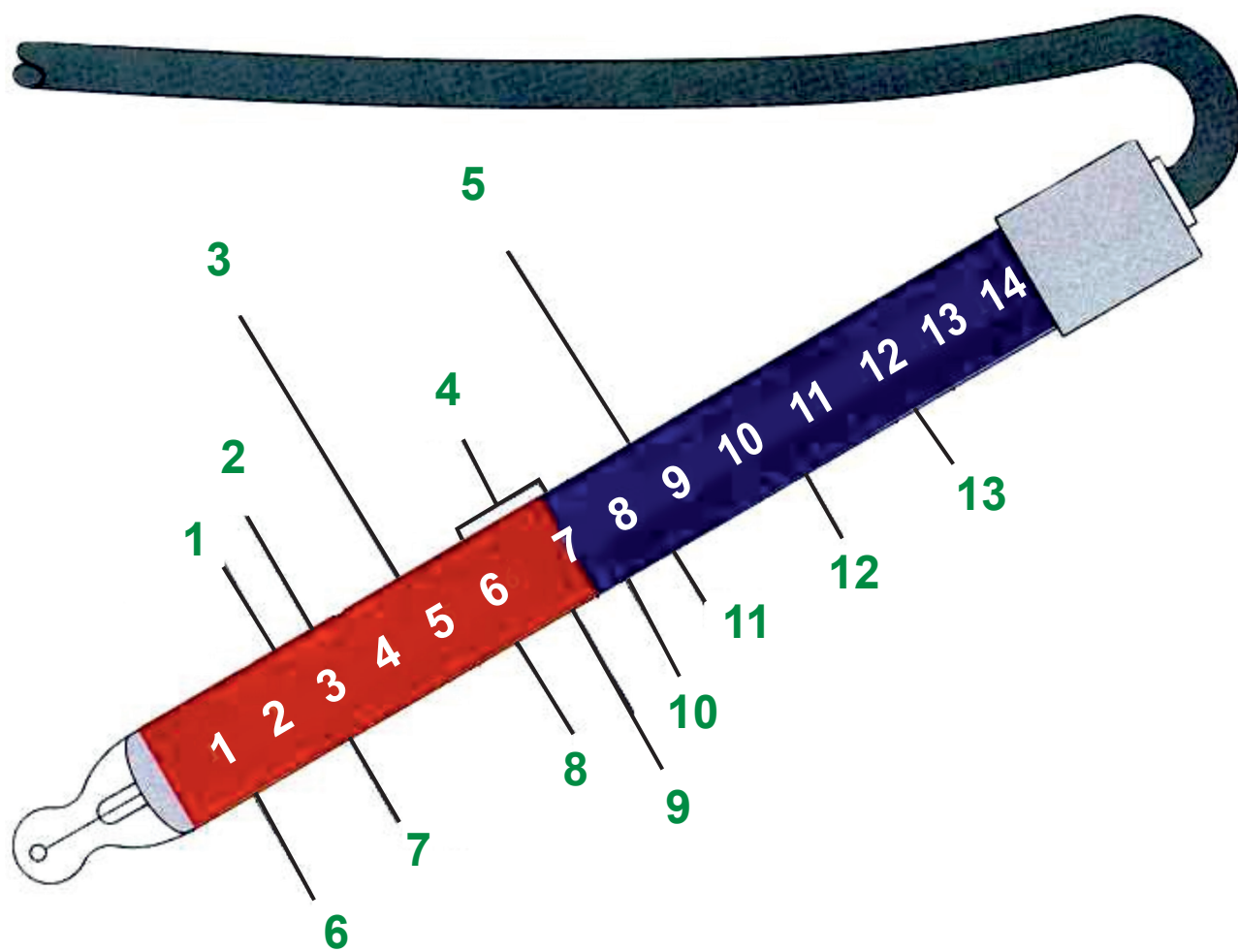
και γενικά $\text{pX} = -\log \text{X}$.

Με βάση τα παραπάνω καταλήγουμε στον πίνακα:

Σε όλα τα υδατικά διαλύματα / 25 °C:	$\text{pH} + \text{pOH} = 14$
Σε ουδέτερα διαλύματα και στο νερό / 25 °C	$\text{pH} = 7 = \text{pOH}$
Σε όξινα διαλύματα / 25 °C	$\text{pH} < 7 < \text{pOH}$
Σε βασικά (αλκαλικά) διαλύματα / 25 °C	$\text{pH} > 7 > \text{pOH}$

Δηλαδή, σε όλα τα υδατικά διαλύματα υπάρχουν H_3O^+

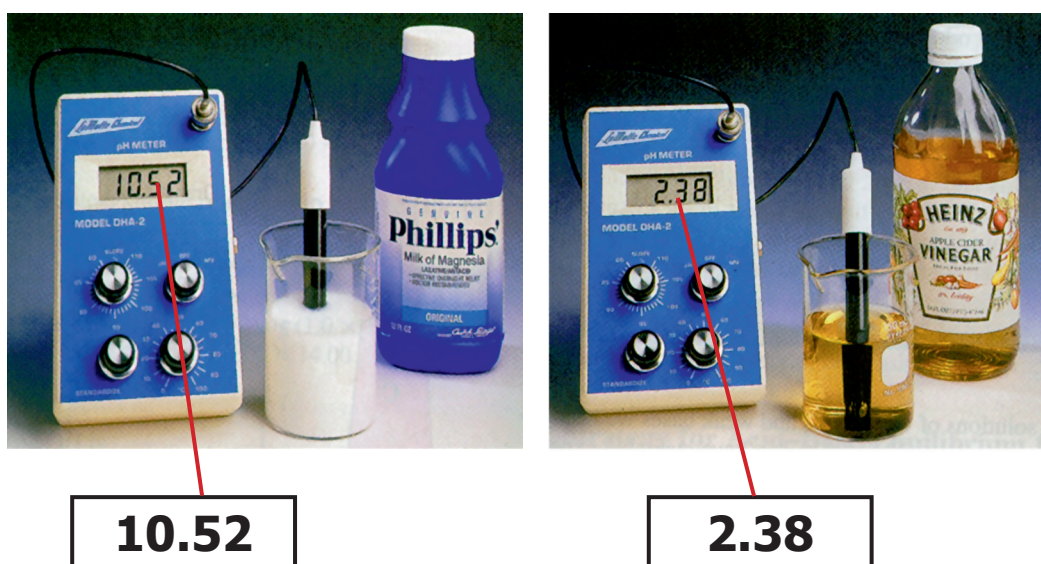
και OH^- . Αν σε μια άσκηση μας ζητάνε να υπολογίσουμε τις τιμές των: $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{OH}^-]$, pH και pOH, είναι προφανές ότι, αν βρούμε την τιμή ενός εξ αυτών, εύκολα μπορούμε να βρούμε τις τιμές των υπολοίπων. Π.χ., αν γνωρίζουμε ότι $[\text{OH}^-] = 10^{-3} \text{ M}$, εύκολα υπολογίζουμε την τιμή $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-11} \text{ M}$ και στη συνέχεια των $\text{pH} = 11$ και $\text{pOH} = 3$.



1. Χυμός λεμονιού 2. Μήλο 3. Χυμός ντομάτας 4. Σάλιο 5,7-7,1 5. Μαγειρική σόδα 6. Υγρά μπαταρίας
 7. Ξύδι 8. Βροχή 9. Γάλα 10. Αίμα 11. Θαλασσινό νερό
 12. Γάλα μαγνησίας 13. Αμμωνία

ΣΧΗΜΑ 5.8 Τιμές pH ορισμένων γνωστών διαλυμάτων.

Η γνώση της τιμής του pH είναι πρωταρχικής σημασίας στη βιομηχανία, αναλυτική χημεία, βιοχημεία, ιατρική κ.λπ. Για παράδειγμα τα διάφορα υγρά στον οργανισμό μας, όπως το αίμα, το γαστρικό υγρό κ.λπ., θα πρέπει να έχουν περίπου σταθερό pH ή να μεταβάλλονται σε αυστηρά καθορισμένα όρια pH. Επίσης στη βιομηχανία πολλές χημικές - βιοχημικές διεργασίες γίνονται σε καθορισμένο pH και τα παραγόμενα προϊόντα πολλές φορές ελέγχονται με βάση την τιμή του pH. Ο προσδιορισμός του pH γίνεται σε πρώτη προσέγγιση με τη βοήθεια των δεικτών, που θα εξετάσουμε παρακάτω, ή ακριβέστερα με τη βοήθεια ενός οργάνου που λέγεται πεχάμετρο. Το πεχάμετρο είναι από τα πλέον δημοφιλή και απαραίτητα όργανα σε κάθε χημικό εργαστήριο.



ΣΧΗΜΑ 5.9 Προσδιορισμός της τιμής pH με πεχάμετρο σε:
α. γάλα της μαγνησίας - διάλυμα $Mg(OH)_2$
β. ξύδι - διάλυμα CH_3COOH .

Διαλύματα ισχυρών οξέων - ισχυρών βάσεων

Στην ενότητα αυτή θα μελετήσουμε διαλύματα ουσιών, οι οποίες ιοντίζονται πλήρως στο νερό, όπως είναι τα διαλύματα ισχυρών οξέων ή ισχυρών βάσεων. Χαρακτηριστικά παραδείγματα ισχυρών οξέων είναι, όπως ήδη έχουμε αναφέρει:

- HCl, HBr, HI, HNO₃, HClO₄ και το H₂SO₄ (στην πρώτη βαθμίδα ιοντισμού του).

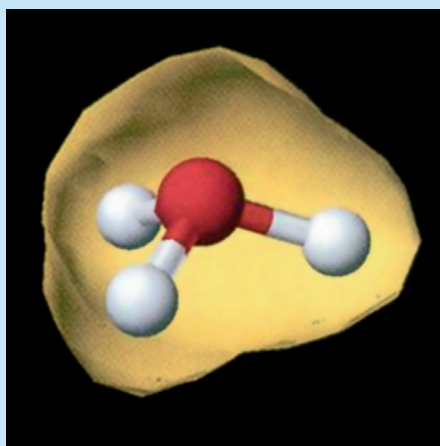
Στην πραγματικότητα όλα αυτά τα οξέα δεν ιοντίζονται κατά 100%, αλλά ιονίζονται σε τέτοιο μεγάλο βαθμό, ώστε να μπορούμε να δεχθούμε ότι στα αραιά υδατικά τους διαλύματα έχουμε πλήρη ιοντισμό. Ο πλήρης ιοντισμός των οξέων αυτών γράφεται για παράδειγμα:



Ισχυρές βάσεις κατά Brønsted - Lowry είναι π.χ. το ιόν NH₂⁻, το ιόν O²⁻, το ιόν CH₃O⁻, οι οποίες δεν είναι τόσο οικείες στους περισσότερους από μας. Με τον όρο ισχυρές βάσεις εννοούμε συνήθως τα διαλύματα ιοντικών ενώσεων που διίστανται πλήρως και δίνουν ιόντα OH⁻ (βάσεις κατά Arrhenius), όπως π.χ. διαλύματα NaOH ή KOH ή Ca(OH)₂ κ.λπ.

Και γράφουμε π.χ.:





Στα διαλύματα ισχυρών οξέων έχουμε μεγάλη συγκέντρωση ιόντων οξωνίου (H_3O^+). Η δομή ενός οξωνίου με την κατανομή ηλεκτρονίων στην επιφάνειά του εικονίζεται στο παραπάνω προσομοίωμα (μοντέλο).

Παράδειγμα 5.3

Να βρεθεί το pH διαλύματος που έχει όγκο 10 L και περιέχει 0,1 mol HCl.

ΛΥΣΗ

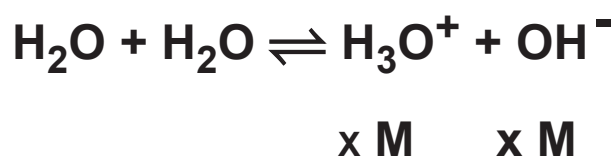
Κατ' αρχάς βρίσκουμε την αρχική συγκέντρωση του ηλεκτρολύτη σε mol/L

$$c = \frac{n}{V} = \frac{0,1\text{mol}}{10\text{L}} = 0,01 \text{ M}$$

Το HCl ιοντίζεται πλήρως, όπως φαίνεται στον παρακάτω πίνακα:

ιοντισμός	$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$		
αρχικά / mol L ⁻¹	0,01		
ιοντίζονται - παράγονται	0,01	0,01	0,01

Βέβαια το διάλυμα εκτός από το HCl (διαλυμένη ουσία) περιέχει και το διαλύτη, δηλαδή το H₂O. Το H₂O ιοντίζεται μερικώς και έστω ότι δίνει x M H₃O⁺ και x M OH⁻



Στο διάλυμα δηλαδή, συνεπώς: $[\text{H}_3\text{O}^+] = (10^{-2} + x) \text{ M}$
και $[\text{OH}^-] = x \text{ M}$.

Το διάλυμα είναι όξινο και $[\text{OH}^-] = x < 10^{-7} \text{ M}$.

Άρα μπορούμε να δεχθούμε ότι:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} + x \approx 10^{-2} \text{ M} \text{ και}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 2.$$

Για την καλύτερη κατανόηση του θέματος τονίζουμε ότι: Τα H₃O⁺ προκύπτουν τόσο από τον ιοντισμό του HCl όσο και από τον ιοντισμό του H₂O. Επειδή όμως η ποσότητα των H₃O⁺ που προέρχονται από το H₂O είναι

πολύ μικρότερη αυτής του HCl, υπολογίζουμε τη συγκέντρωση H_3O^+ βασιζόμενοι στην πλειονότητα των περιπτώσεων στον ιοντισμό του HCl.

Εφαρμογή

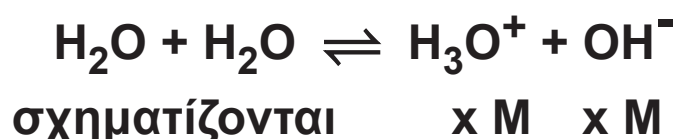
Ποιο είναι το pH διαλύματος HBr περιεκτικότητας 8,1 g/L;
(pH = 1)

Παράδειγμα 5.4

Ποια είναι η συγκέντρωση H_3O^+ σε διάλυμα HCl 10^{-7} M;

ΛΥΣΗ

Γράφουμε τις εξισώσεις ιοντισμού του HCl και H_2O .



Στο διάλυμα έχουμε: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} + x \text{ M}$ και $[\text{OH}^-] = x \text{ M}$. Αφού το διάλυμα είναι όξινο το $x < 10^{-7} \text{ M}$. Δεν μπορούμε όμως να θεωρήσουμε ότι $10^{-7} + x \approx 10^{-7} \text{ M}$, καθώς το x δεν είναι πολύ μικρότερο του 10^{-7} . Για τον υπολογισμό του x χρησιμοποιούμε τη σταθερά K_w :

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \quad \text{ή} \quad x(10^{-7} + x) = 10^{-14}$$

$$\text{ή } x = 0,62 \cdot 10^{-7} \text{ και} \\ [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} + 0,62 \cdot 10^{-7} = 1,62 \cdot 10^{-7} \text{ M.}$$

Εφαρμογή

Ποια είναι η συγκέντρωση OH^- σε διαλύματα:

α. $\text{KOH } 10^{-3} \text{ M}$ και β. $\text{KOH } 10^{-7} \text{ M}$;

(α. 10^{-3} M β. $1,62 \cdot 10^{-7} \text{ M}$)

- Κατά τη μελέτη ιοντικών διαλυμάτων θα γράφουμε την αντίδραση ιοντισμού του νερού, μόνο στην περίπτωση όπου έχουμε $[\text{H}_3\text{O}^+]$ από το οξύ μικρότερη από 10^{-6} M . Σε διαλύματα βάσεων θα γράφουμε την αντίδραση ιοντισμού του νερού, μόνο στην περίπτωση όπου έχουμε $[\text{OH}^-]$ από τη βάση μικρότερη από 10^{-6} M .

Παράδειγμα 5.5

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

ΛΥΣΗ

Το τελικό διάλυμα έχει όγκο 200 L και περιέχει τόσο HNO_3 , όσο περιέχεται στα 2 L του αρχικού διαλύματος.

Στο αρχικό διάλυμα:

$\text{pH} = 1$, άρα $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-1} \text{ M}$ και επειδή το HNO_3 είναι

ισχυρό οξύ, η συγκέντρωση του αρχικού διαλύματος είναι 0,1 M.

Δηλαδή, στα 2 L του αρχικού διαλύματος περιέχονται 0,2 mol HNO_3 τα οποία περιέχονται και στα 200 L του αραιωμένου διαλύματος.

$$\text{Άρα: } c_A = \frac{n}{V} = \frac{0,2 \text{ mol}}{200 \text{ L}} = 10^{-3} \text{ M, συνεπώς pH} = 3.$$

Εφαρμογή

Σε 10 L διαλύματος NaOH με $\text{pH} = 13$ προσθέτουμε 90 L H_2O . Ποιο είναι το pH του αραιωμένου διαλύματος;

($\text{pH} = 12$)

- Συμπερασματικά, αν σε ένα όξινο διάλυμα ενός ή περισσότερων οξέων προσθέσουμε H_2O , τότε προκύπτει διάλυμα με pH μεγαλύτερο του αρχικού.

Παράδειγμα 5.6

Σε 1 L διαλύματος HNO_3 με $\text{pH} = 2$ προσθέτουμε 0,09 mol HNO_3 . Ποιο είναι το pH του τελικού διαλύματος;

ΛΥΣΗ

Από το pH του αρχικού διαλύματος προκύπτει ότι η συγκέντρωση του διαλύματος είναι 10^{-2} mol/L . Το 1 L του αρχικού διαλύματος περιέχει 0,01 mol HNO_3 . Άρα το τελικό διάλυμα θα περιέχει:

$(0,01 + 0,09) \text{ mol} = 0,1 \text{ mol HNO}_3$ και

$$c_A = \frac{n}{V} = \frac{0,1 \text{ mol}}{1\text{L}} = 0,1\text{M}, \text{ συνεπώς } \text{pH} = 1.$$

Εφαρμογή

Σε 4 L διαλύματος ΚΟΗ με $\text{pH} = 12$ προσθέτουμε 0,36 mol ΚΟΗ και παίρνουμε 4 L διαλύματος Α. Ποιο είναι το pH του Α;

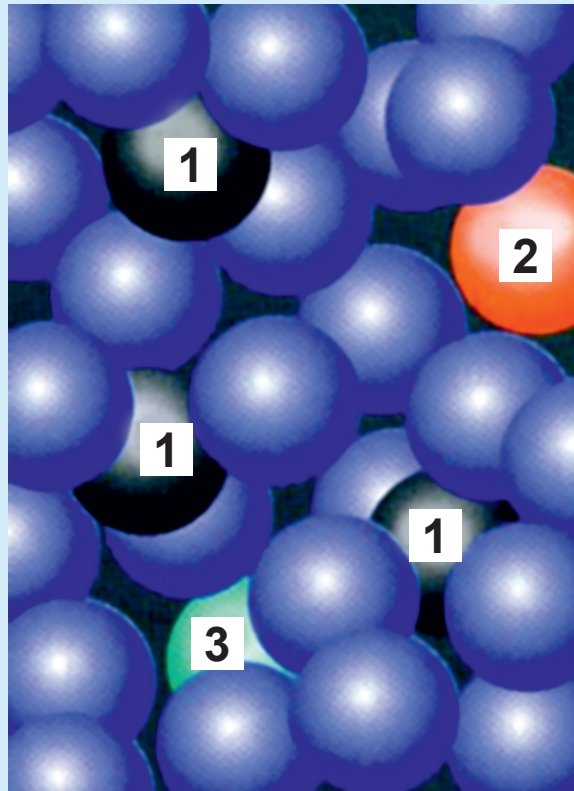
($\text{pH} = 13$)

- Συμπερασματικά, αν σε ένα όξινο διάλυμα προσθέτουμε καθαρό οξύ και ο όγκος του διαλύματος παραμένει σταθερός, τότε η συγκέντρωση του H_3O^+ αυξάνεται, άρα το pH ελαττώνεται.

Διαλύματα ασθενών οξέων - ασθενών βάσεων

Τα οξέα ως γνωστό διαφέρουν ως προς την ικανότητά τους να προσφέρουν πρωτόνια. Τα ισχυρά οξέα αντιδρούν σχεδόν ποσοτικά με το νερό, ενώ τα ασθενή αντιδρούν πολύ λιγότερο. Η ισχύς ενός οξέος σε υδατικό διάλυμα περιγράφεται από τη σταθερά ισορροπίας ιοντισμού του οξέος. Σε ένα αραιό υδατικό διάλυμα ασθενούς μονοπρωτικού οξέος HA , έχουμε την ισορροπία:





1. HA 2. H_3O^+ 3. A^-

Στα ασθενή οξέα ένα μικρό μόνο ποσοστό των οξέων ιοντίζεται, όπως φαίνεται στο σχήμα.

- Η σταθερά ιοντισμού οξέος συμβολίζεται K_a από το αρχικό της αγγλικής λέξης acid που σημαίνει οξύ.

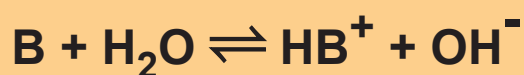
Ονομάζουμε σταθερά ιοντισμού ασθενούς οξέος HA την τιμή του κλάσματος στην ισορροπία:

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

Στην παραπάνω σχέση δεν αναγράφεται η συγκέντρωση του H_2O , καθώς όπως συμβαίνει σ' όλα τα αραιά υδατικά διαλύματα, η συγκέντρωση του νερού θεωρείται σταθερή και ίση με $55,5 \text{ M}$. Η σταθερά ιοντισμού ενός οξέος (K_a) στην περίπτωση αραιών υδατικών διαλυμάτων εξαρτάται μόνο από τη θερμοκρασία. Επειδή μάλιστα η αντίδραση του ιοντισμού είναι ενδόθερμη, η τιμή της K_a αυξάνει με την αύξηση της θερμοκρασίας.

- Η τιμή της K_a είναι ένα μέτρο της ισχύος του οξέος, για μια ορισμένη θερμοκρασία, δηλαδή όσο μεγαλύτερη είναι η τιμή της σταθεράς ιοντισμού του οξέος τόσο ισχυρότερο είναι το οξύ.

Με την ίδια λογική, σε αραιό υδατικό διάλυμα ασθενούς βάσης B έχουμε:

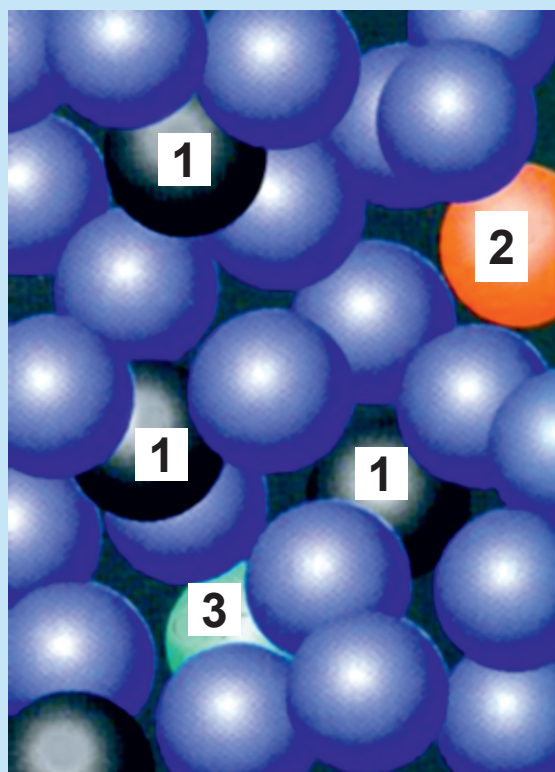


Ονομάζουμε σταθερά ιοντισμού της ασθενούς βάσης B την τιμή του κλάσματος στην ισορροπία:

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

- Η τιμή της K_b αποτελεί το μέτρο ισχύος μιας βάσης για μια ορισμένη θερμοκρασία. Δηλαδή, όσο μεγαλύτερη είναι η τιμή της K_b τόσο ισχυρότερη είναι η βάση.

Συνοψίζοντας, στα ισχυρά οξέα και τις ισχυρές βάσεις οι ισορροπίες ιοντισμού είναι μετατοπισμένες προς τα δεξιά και οι σταθερές ιοντισμού έχουν υψηλές τιμές (π.χ. $10^2 - 10^9$). Αντίθετα, στα ασθενή οξέα και βάσεις οι ισορροπίες ιοντισμού είναι μετατοπισμένες προς τα αριστερά και οι σταθερές ιοντισμού έχουν χαμηλές τιμές (π.χ. $10^{-4} - 10^{-15}$). Πίνακας με τις τιμές των K_a διαφόρων χαρακτηριστικών οξέων στους $25\text{ }^\circ\text{C}$ και των K_b των συζυγών τους βάσεων δίνεται μετά τα παραδείγματα.



1. B 2. H_2O 3. OH^-

Στις ασθενείς βάσεις ένα μικρό ποσοστό των μορίων τους δέχονται H^+ από τα μόρια νερού.

- Η σταθερά ιοντισμού βάσης συμβολίζεται K_b από το αρχικό της αγγλικής λέξης base που σημαίνει βάση.
- Οι K_a και K_b έχουν μονάδες (mol/L), οι οποίες συνήθως παραλείπονται χάριν ευκολίας. Όμως, σε κάθε περίπτωση οι συγκεντρώσεις των αντιδρώντων και προϊόντων θα πρέπει να εκφράζονται σε mol/L.

Παράδειγμα 5.7

Διάλυμα ασθενούς μονοπρωτικού οξέος HA συγκέντρωσης 0,01 M έχει βαθμό ιοντισμού $\alpha = 0,01$. Να βρεθεί η K_a του οξέος και το pH του διαλύματος.

ΛΥΣΗ

Ως γνωστό βαθμός ιοντισμού του ασθενούς οξέος ορίζεται το κλάσμα:

$$\alpha = \frac{\text{μόρια ή mol ή g οξέως που ιονίζονται}}{\text{συνολικά μόρια ή mol ή g οξέως}}$$

Από τον ορισμό αυτό προκύπτει ότι αν έχουμε αρχική συγκέντρωση ηλεκτρολύτη c M, τότε ιοντίζονται αc M. Έτσι, προκύπτει ο ακόλουθος πίνακας:

ΙΟΝΤΙΣΜΟΣ	$\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$		
αρχικά / M	0,01		
ιοντίζονται - παράγονται / M	$0,01 \cdot 0,01$	10^{-4}	10^{-4}
ισορροπία / M	$0,01(1 - 0,01)$	10^{-4}	10^{-4}

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{10^{-4} \cdot 10^{-4}}{0,01 \cdot 0,99}$$

Θεωρούμε ότι $0,99 \approx 1$, οπότε προκύπτει $K_a = 10^{-6}$.
Επίσης, $[H_3O^+] = 10^{-4}$ M. Συνεπώς, $pH = 4$.

Εφαρμογή

Διάλυμα NH_3 , 0,1 M έχει $K_b = 10^{-5}$. Να βρεθεί ο βαθμός ιοντισμού της NH_3 στο διάλυμα αυτό και το pH του διαλύματος.

($\alpha = 10^{-2}$, $pH = 11$)

Παράδειγμα 5.8

Διάλυμα μονοπρωτικού οξέος HA συγκέντρωσης c M έχει βαθμό ιοντισμού α . Να βρεθεί η τιμή της K_a σε συνάρτηση με τα c και α .

ΛΥΣΗ

ΙΟΝΤΙΣΜΟΣ	$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$		
αρχικά / M	c		
ιοντίζονται - παράγονται / M	αc	αc	αc
ισορροπία	$c(1 - \alpha)$	αc	αc

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} = \frac{\alpha c \cdot \alpha c}{c(1-\alpha)} = \frac{\alpha^2 c}{1-\alpha}$$

Αν το α είναι πολύ μικρότερο από το 1, μπορούμε με ανεκτό σφάλμα να θεωρήσουμε $1 - \alpha \approx 1$ και έχουμε:

$$K_a = \alpha^2 c \quad \text{ή} \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}} \quad (1)$$

Εφαρμογή

Δίνεται διάλυμα βάσης B συγκέντρωσης c M και βαθμού ιοντισμού α . Να βρεθεί η K_b της βάσης.

Νόμος αραιώσεως του Ostwald

Οι σχέσεις

$$K_a = \frac{\alpha^2 c}{(1-\alpha)}$$

$$K_b = \frac{\alpha^2 c}{(1-\alpha)}$$

αποτελούν μαθηματικές εκφράσεις του νόμου αραιώσεως του Ostwald. Ο νόμος αυτός συσχετίζει το βαθμό ιοντισμού, τη σταθερά ιοντισμού και τη συγκέντρωση ενός ασθενούς μονοβασικού οξέος ή μιας ασθενούς μονόξινης βάσης.

Από την απλοποιημένη μορφή του νόμου

$$K_a = \alpha^2 c$$

$$K_b = \alpha^2 c$$

βγάζουμε το συμπέρασμα ότι για σταθερή τιμή θερμοκρασίας (K σταθερό) όσο αραιώνουμε ένα διάλυμα ασθενούς ηλεκτρολύτη τόσο η τιμή του α αυξάνει.



W. Ostwald (1853-1932).

Γερμανός χημικός. Σε συνεργασία με τον Arrhenius και van't Hoff έθεσε τα θεμέλια της φυσικοχημείας. Το 1902 ανέπτυξε μέθοδο για την παραγωγή του HNO_3 , η οποία εξακολουθεί και σήμερα να έχει τεράστιο βιομηχανικό ενδιαφέρον. Η συμβολή του στη μελέτη της κατάλυσης και χημικής ισορροπίας του απέδωσε το βραβείο Νόμπελ χημείας το 1909. Αξίζει να σημειώσουμε ότι ο Ostwald είναι πιθανόν ο τελευταίος μεγάλος χημικός που αρνήθηκε την αντίληψη περί ατόμων. Πίστευε πως όλα μπορούν να ερμηνευθούν με τη βοήθεια των ενεργειακών μεταβολών που συνοδεύουν τις φυσικοχημικές μεταβολές.

Απλοποιήσεις

Για την απλούστευση των υπολογισμών μπορούμε να κάνουμε τις εξής προσεγγίσεις:

- **Αν $\alpha \leq 0,1$, τότε $1 - \alpha \approx 1$ και $c - x \approx c$**

(όπου η x συγκέντρωση του οξέος ή βάσης που ιοντίζεται). Αν πάλι δίνεται η τιμή των K_a και c και ζητείται ο βαθμός ιοντισμού α , μπορούμε να κάνουμε την προσέγγιση:

- Αν $K_a / c \leq 0,01$, τότε $1 - \alpha \approx 1$ και $c - x \approx c$

• Η αντίστροφη σχέση που υπάρχει ανάμεσα στην ισχύ του οξέος και της συζυγούς της βάσης μπορεί να γίνει κατανοητή αν σκεφτούμε ότι το ισχυρό οξύ αποβάλλει εύκολα το πρωτόνιό του, πράγμα που σημαίνει ότι η συζυγής του βάση έχει μικρή «συμπάθεια» προς το πρωτόνιο και συνεπώς είναι μια ασθενής βάση.

Σχέση που συνδέει την K_a οξέος και την K_b της συζυγούς βάσης

Σε ένα διάλυμα ασθενούς οξέος HA έχουμε:



Το ιόν A^- , όπως έχουμε αναφέρει, είναι η συζυγής βάση του οξέος HA. Το A^- αντιδρά με το νερό



Η σταθερά ισορροπίας της (1) είναι η K_a του HA.

Η σταθερά ισορροπίας της (2) είναι η K_b της βάσης A^- .

Αν γράψουμε αυτές τις δύο K και πολλαπλασιάσουμε κατά μέλη προκύπτει:

$$\left. \begin{aligned} K_{a \text{ HA}} &= \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \\ K_{b \text{ A}^-} &= \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} \end{aligned} \right\} \Rightarrow K_{a \text{ HA}} K_{b \text{ A}^-} = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w$$

δηλαδή:

$$K_{a \text{ HA}} \cdot K_{b \text{ A}^-} = K_w$$

Η σχέση αυτή επαληθεύεται στον παρακάτω πίνακα:



ΠΙΝΑΚΑΣ 5.2 ΣΧΕΤΙΚΗ ΙΣΧΥΣ ΟΞΕΩΝ / ΒΑΣΕΩΝ ΚΑΤΑ BRÖNSTED - LOWRY ΜΕ ΒΑΣΗ ΤΙΣ ΣΤΑΘΕΡΕΣ ΙΟΝΤΙΣΜΟΥ K_a / K_b ΑΥΤΩΝ ΣΤΟΥΣ 25 °C.

K_a	Οξύ	Συζυγής βάση	K_b
10^9	HI	I^-	10^{-23}
10^8	HBr	Br^-	10^{-22}
$1,3 \cdot 10^6$	HCl	Cl^-	$7,7 \cdot 10^{-21}$
10^3	H_2SO_4	HSO_4^-	$1 \cdot 10^{-17}$
$3 \cdot 10^1$	HNO_3	NO_3^-	$3 \cdot 10^{-16}$
$1,1 \cdot 10^{-2}$	HSO_4^-	SO_4^{2-}	$9,1 \cdot 10^{-13}$
$7,2 \cdot 10^{-4}$	HNO_2	NO_2^-	$1,4 \cdot 10^{-11}$

**Η ΙΣΧΥΣ
ΑΥΞΑΝΕ-
ΤΑΙ**

HF	F ⁻	1,5 10 ⁻¹¹
CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻	5,6 10 ⁻¹⁰
H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	2,3 10 ⁻⁸
NH ₄ ⁺	NH ₃	1,8 10 ⁻⁵
HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	2,1 10 ⁻⁴
CH ₃ OH	CH ₃ O ⁻	3,1 10 ¹

6,6 10 ⁻⁴	
1,8 10 ⁻⁵	
4,4 10 ⁻⁷	
5,6 10 ⁻¹⁰	
4,7 10 ⁻¹¹	
3,2 10 ⁻¹⁶	

H
ΙΟΧΥΣ
ΑΥΞΑΝΕ-
ΤΑΙ

Με βάση τον παραπάνω πίνακα, που δίνει τις σχετικές δραστηριότητες των οξέων - βάσεων, μπορούμε να προβλέψουμε την κατεύθυνση που έχει μια αντίδραση ενός οξέος- βάσης κατά Brønsted - Lowry. Οι αντιδράσεις αυτές, ως γνωστό, έχουν τη γενική μορφή:



Στις ισορροπίες αυτές ευνοείται η κατεύθυνση εκείνη που οδηγεί σε μεταφορά πρωτονίων από το ισχυρότερο οξύ προς την ισχυρότερη βάση.

- Συμπερασματικά, στις αντιδράσεις οξέος - βάσης η ισορροπία μετατοπίζεται προς το ασθενέστερο οξύ και την ασθενέστερη βάση. Με άλλα λόγια, τα προϊόντα θα πρέπει να είναι πιο σταθερά (λιγότερο δραστικά ή πιο ασθενή) από τα αντιδρώντα.

Παράδειγμα 5.9

Με βάση τον πίνακα 5.2 να προβλέψετε προς πια κατεύθυνση γίνεται η παρακάτω αντίδραση.



ΑΠΑΝΤΗΣΗ

Η ισορροπία είναι μετατοπισμένη προς τα δεξιά, καθώς μ' αυτό τον τρόπο ευνοείται ο σχηματισμός του ασθενέστερου οξέος (το HCO_3^- είναι ασθενέστερο του CH_3COOH) και της ασθενέστερης βάσης (το CH_3COO^- είναι ασθενέστερο του CO_3^{2-}).

Εφαρμογή

Να απαντήσετε με βάση τα δεδομένα του πίνακα 5.2 προς ποια κατεύθυνση είναι μετατοπισμένη η ισορροπία:



Παρατήρηση

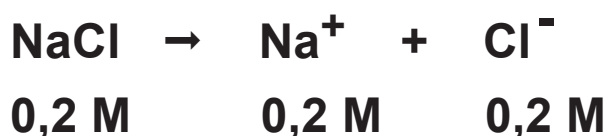
Με το παραπάνω σκεπτικό ουσίες όπως η CH_3OH (μεθυλική αλκοόλη), με τιμή K_a μικρότερη από 10^{-14} δεν αντιδρούν με το H_2O . Επίσης ιόντα όπως το I^- , το Cl^- και το NO_3^- , με τιμή K_b μικρότερη από το 10^{-14} δεν αντιδρούν με το H_2O .

Παράδειγμα 5.10

Να βρεθεί το pH διαλύματος NaCl 0,2 M.

ΛΥΣΗ

Κατά τη διάλυσή του στο H_2O το NaCl άλας διίσταται πλήρως, ως ιοντική ένωση, σύμφωνα με το σχήμα:



Το Na^+ , το οποίο στο διάλυμα βρίσκεται υπό τη μορφή του εφυδατωμένου ιόντος $\text{Na}^+(\text{H}_2\text{O})_x$, είναι συζυγές οξύ της ισχυρής βάσης NaOH και δεν αντιδρά με το H_2O . Επίσης το Cl^- όπως εξηγήσαμε, επειδή είναι συζυγής βάση του HCl , που είναι ισχυρότατο οξύ, δεν αντιδρά

με το H_2O . Δηλαδή τα δύο αυτά ιόντα Na^+ και Cl^- κυκλοφορούν «ελεύθερα» μέσα στο H_2O , χωρίς να αντιδρούν μαζί του. Οπότε, το διάλυμα του NaCl όπως και το καθαρό H_2O έχει: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$ και $\text{pH} = 7$.

Εφαρμογή

Να βρεθεί το pH διαλύματος KBr 0,2 M.

($\text{pH} = 7$)

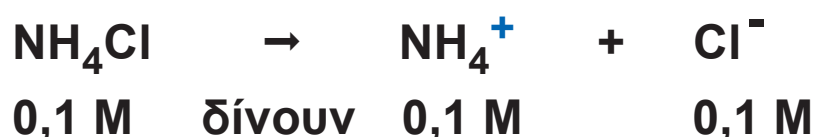
Παράδειγμα 5.11

Να βρεθεί το pH διαλύματος NH_4Cl 0,1 M αν

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

ΛΥΣΗ

Το NH_4Cl ως ιοντική ένωση δίσταται πλήρως



Στο διάλυμα εμφανίζονται δύο ιόντα, εκ των οποίων το ιόν Cl^- , όπως εξηγήσαμε, δεν αντιδρά με το H_2O . Το άλλο ιόν, δηλαδή το NH_4^+ , είναι συζυγές οξύ της NH_3 και αντιδρά με το H_2O .

Η K_a του NH_4^+ βρίσκεται εύκολα από τη σχέση:

$$K_{\text{NH}_3} \cdot K_{\text{NH}_4^+} = K_w \text{ ή } K_{\text{NH}_4^+} = \frac{K_w}{K_{\text{NH}_3}} = 10^{-9}$$

Συμπληρώνουμε το σχετικό πίνακα:

αντίδραση	$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$		
αρχικά / M	0,1		
αντιδρούν - παράγονται / M	x	x	x
ισορροπία / M	(0,1 - x)	x	x

$$K_{\text{NH}_4^+} = \frac{K_w}{K_{\text{NH}_3}} = 10^{-9} \quad \text{ή} \quad 10^{-9} = \frac{x \cdot x}{0,1 - x}$$

Θεωρούμε ότι $0,1 - x \approx 0,1$ και βρίσκουμε

$$x = 10^{-5} = [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ και } \text{pH} = 5.$$

Εφαρμογή

Να βρεθεί το pH διαλύματος KF 1 M αν $K_{\text{a HF}} = 10^{-4}$ και $K_w = 10^{-14}$.

(pH = 9)

• Το διάλυμα NH_4F c M περιέχει το οξύ NH_4^+ c M και τη βάση F^- c M σε ίσες συγκεντρώσεις. Και τα δύο αυτά ιόντα αντιδρούν με το νερό. Γι' αυτό και ο υπολογισμός του pH ενός τέτοιου διαλύματος είναι αρκετά πολύπλοκος. Εύκολα όμως, μπορούμε να προβλέψουμε αν το διάλυμα είναι όξινο, βασικό ή ουδέτερο, συγκρίνοντας τις τιμές των K_a και K_b . Δηλαδή, το διάλυμα του NH_4F είναι όξινο, γιατί

$$K_a \text{NH}_4^+ > K_b \text{F}^-$$

(βλέπε πίνακα 5.2).

[5.4]

Επίδραση κοινού ιόντος

• Επίδραση κοινού ιόντος έχουμε όταν σε διάλυμα ασθενούς ηλεκτρολύτη προσθέσουμε άλλο ηλεκτρολύτη (συνήθως ισχυρό) που να έχει κοινό ιόν με τον ασθενή ηλεκτρολύτη. Στην περίπτωση αυτή ο βαθμός ιοντισμού μειώνεται, λόγω μετατόπισης της ισορροπίας ιοντισμού του ασθενούς ηλεκτρολύτη προς τα αριστερά, σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier.

Δηλαδή η ισορροπία ιοντισμού του ασθενούς οξέος HA:



μετατοπίζεται προς τα αριστερά, αν στο διάλυμα του οξέος HA προσθέσουμε H_3O^+ (προσθήκη ισχυρού οξέος) ή A^- (προσθήκη άλατος που περιέχει ιόντα A^-). Για παράδειγμα ο βαθμός ιοντισμού του ασθενούς οξέος HF ελαττώνεται με προσθήκη ισχυρού οξέος, π.χ. HCl (με κοινό ιόν H_3O^+), ή φθοριούχου άλατος, π.χ. NaF (κοινό ιόν το F^-), αλλά όχι με προσθήκη NaCl που δεν έχει κοινό ιόν με το HF. Η μελέτη των ιοντικών υδατικών διαλυμάτων στις περιπτώσεις αυτές στηρίζεται στην παρακάτω παρατήρηση:

- Αν σε ένα διάλυμα υπάρχουν δύο ή περισσότερες ουσίες που δίνουν ένα κοινό ιόν, π.χ. το A^- , τότε η συγκέντρωση ισορροπίας του A^- , που ικανοποιεί όλες τις ισορροπίες, είναι μία και μόνο. Η συγκέντρωση αυτή του A^- προκύπτει, αν προσθέσουμε όλες τις συγκεντρώσεις των A^- στο διάλυμα, από όπου και αν αυτές προέρχονται.

Παράδειγμα 5.11

Ποιος είναι ο βαθμός ιοντισμού του HF:

- α) Σε διάλυμα HF 1 M;
- β) Σε διάλυμα που περιέχει HF 1 M και NaF 1 M;
- γ) Να βρεθεί το pH των δύο προηγούμενων διαλυμάτων.

Δίνεται: $K_{a \text{ HF}} = 10^{-4}$.

ΛΥΣΗ

α) Για το πρώτο διάλυμα έχουμε:

$$\alpha_1 = 10^{-2} \text{ και } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ M}$$

β) Στο δεύτερο διάλυμα, το NaF ως ιοντική ένωση διασπάζεται πλήρως:



1 M δίνουν 1 M 1 M

Στη συνέχεια γράφουμε τον ιοντισμό του HF παρουσία του κοινού ιόντος F^- .

ΙΟΝΤΙΣΜΟΣ	$\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$		
αρχικά / M	1		1
ιοντίζονται - παράγονται / M	x	x	x
ισορροπία / M	1 - x	x	1 + x

$$K_{a\text{HF}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]} = \frac{x(1+x)}{(1-x)} = 10^{-4}$$

Θεωρούμε $1 - x \approx 1$ και $1 + x \approx 1$ και από την

$$\frac{x \cdot 1}{1} = 10^{-4} \quad \text{ή} \quad x = 10^{-4},$$

$$\text{άρα } \alpha_2 = \frac{x}{1} = 10^{-4} \text{ και } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4} \text{ M.}$$

Παρατηρούμε ότι η συγκέντρωση F^- που αναγράφεται στην κατάσταση ισορροπίας είναι η συνολική συγκέντρωση, που προκύπτει από τη διάσταση ή ιοντισμό όλων των ηλεκτρολυτών. Επίσης παρατηρούμε ότι ο βαθμός ιοντισμού του HF ελαττώθηκε από 10^{-2} σε 10^{-4} , λόγω του κοινού ιόντος F^- .

γ. Το pH του πρώτου διαλύματος είναι 2 και του δευτέρου 4.

Εφαρμογή

Ποια είναι η συγκέντρωση OH^- διαλύματος NH_3 0,1 M και NH_4Cl 0,02 M, αν δίνεται $K_b \text{NH}_3 = 2 \cdot 10^{-5}$;

(pH = 10)

Παράδειγμα 5.12

Να δείξετε ότι σε διάλυμα που περιέχει ασθενές οξύ HA με συγκέντρωση $c_{\text{οξ}}$ M και τη συζυγή βάση αυτού A^- με

συγκέντρωση $c_{\beta\alpha\sigma}$ M η συγκέντρωση των H_3O^+ δίνεται από τον τύπο:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{c_{\text{o}\xi}}{c_{\beta\alpha\sigma}}$$

με την προϋπόθεση ότι έχουμε $[\text{H}_3\text{O}^+] \ll c_{\text{o}\xi}$ και $[\text{H}_3\text{O}^+] \ll c_{\beta\alpha\sigma}$.

ΑΠΑΝΤΗΣΗ

Γράφουμε την αντίδραση ιοντισμού του οξέος και συμπληρώνουμε τον πίνακα

ιοντισμός	$\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$		
αρχικά / M	$c_{\text{o}\xi}$		$c_{\beta\alpha\sigma}$
ιοντίζονται - παράγονται / M	x	x	x
ισορροπία / M	$c_{\text{o}\xi} - x$	x	$c_{\beta\alpha\sigma} + x$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{x(c_{\beta\alpha\sigma} + x)}{c_{\text{o}\xi} - x}$$

Θεωρούμε $c_{\text{o}\xi} - x \approx c_{\text{o}\xi}$ και $c_{\beta\alpha\sigma} + x \approx c_{\beta\alpha\sigma}$ και καταλή-

γουμε:
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{c_{\text{o}\xi}}{c_{\beta\alpha\sigma}}$$

Εφαρμογή

Να αποδειχθεί ότι σε διάλυμα που περιέχει ασθενή βάση Β συγκέντρωσης $c_{\beta\alpha\sigma}$ Μ και το συζυγές του οξύ

BH^+ $c_{\alpha\sigma}$ Μ, η συγκέντρωση των OH^- δίνεται από τη σχέ-

$$\text{ση: } [OH^-] = K_b \frac{c_{\beta\alpha\sigma}}{c_{\alpha\sigma}}$$

με την προϋπόθεση ότι ισχύει $[OH^-] \ll c_{\beta\alpha\sigma}$ και $[OH^-] \ll c_{\alpha\sigma}$.

- Θυμηθείτε τις προσεγγίσεις:
αν $\alpha \leq 0,1 \Rightarrow 1 - \alpha \approx 1$ και $c - x \approx c$ επίσης
αν $K_a / c \leq 0,01 \Rightarrow 1 - \alpha \approx 1$ και $c - x \approx c$

Παράδειγμα 5.13

Σε 4 L διαλύματος NaOH 0,2 Μ προσθέτουμε 1 L διαλύματος HCl 0,3 Μ και παίρνουμε 5 L διαλύματος. Ποιο είναι το pH του διαλύματος;

ΛΥΣΗ

Κατά την ανάμιξη γίνεται η μονόδρομη αντίδραση:



Υπολογίζουμε τις ποσότητες των διαλυμένων ουσιών. Τα 4 L διαλύματος NaOH 0,2 Μ περιέχουν 0,8 mol

NaOH. Το 1 L διαλύματος HCl 0,3 M περιέχει 0,3 mol HCl. Οπότε, έχουμε:

αντίδραση	NaOH + HCl → NaCl + H ₂ O		
αρχικά / mol	0,8	0,3	
αντιδρούν - παράγονται / mol	0,3	0,3	0,3
τελικά / mol	0,5	-	0,3

Το NaCl που σχηματίζεται, όπως όλα τα άλατα που προκύπτουν από εξουδετέρωση ισχυρού οξέος με ισχυρή βάση, δεν επηρεάζει τις [H₃O⁺].

Στο τελικό διάλυμα έχουμε:

$$c_{\text{NaOH}} = \frac{n}{V} = \frac{0,5 \text{ mol}}{5 \text{ L}} = 0,1 \text{ M και}$$

Το NaOH διίσταται πλήρως:



0,1 M δίνει 0,1 M 0,1 M

Συνεπώς, [OH⁻] = 0,1 M ή [H₃O⁺] = 10⁻¹³ M και pH = 13.

Εφαρμογή

Σε 1 L διαλύματος HNO₃ 0,1 M (διάλυμα Α) προσθέτουμε 0,5 L διαλύματος NaOH 0,1 M (διάλυμα Β) και παίρνουμε 1,5 L διαλύματος. Να υπολογιστούν:

α. Το pH του διαλύματος Α.

β. Το pH του διαλύματος Β.

γ. Η συγκέντρωση των H_3O^+ στο τελικό διάλυμα.

Δίνεται $K_w = 10^{-14}$.

(α. pH = 1

β. pH = 13

γ. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,033 \text{ M}$)

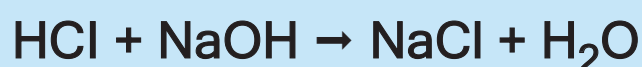
Μεθοδολογία για την επίλυση ασκήσεων με ανάμιξη διαλυμάτων ή προσθήκη καθαρής ουσίας σε διάλυμα, όταν μεταξύ αυτών λαμβάνει χώρα αντίδραση:

Όταν αναμιγνύονται δύο ή περισσότερα διαλύματα ή καθαρή ουσία με διάλυμα και μεταξύ αυτών λαμβάνει χώρα αντίδραση τότε για να υπολογίσουμε τις συγκεντρώσεις στο τελικό ιοντικό διάλυμα εργαζόμαστε ως εξής:

α. Γράφουμε τις μονόδρομες αντιδράσεις (προσοχή! όχι τις διαστάσεις ή ιοντισμούς).

Ως μονόδρομες μεταθετικές αντιδράσεις θεωρούμε τις:

I. εξουδετερώσεις κατά Arrhenius, π.χ.



II. αντιδράσεις διπλής αντικατάστασης που έχουν τη μορφή:

άλας ασθενούς οξέος + ισχυρό οξύ, π.χ.



III. αντιδράσεις διπλής αντικατάστασης που έχουν τη μορφή:

άλας ασθενούς βάσης + ισχυρή βάση, π.χ.



β. Υπολογίζουμε τις ποσότητες των διαλυμένων ουσιών στα αρχικά διαλύματα.

γ. Υπολογίζουμε στοιχειομετρικά τις ποσότητες των ουσιών που βρίσκονται στο τελικό διάλυμα.

δ. Βρίσκουμε τη μοριακή κατ' όγκο συγκέντρωση (Molarity) των συστατικών του τελικού διαλύματος και με βάση τα δεδομένα αυτά επιλύουμε το πρόβλημα.

[5.5]

Ρυθμιστικά διαλύματα

Ορισμός - Υπολογισμός pH ρυθμιστικού διαλύματος

- Ρυθμιστικά διαλύματα ονομάζονται διαλύματα των οποίων το pH παραμένει πρακτικά σταθερό, όταν προστεθεί μικρή αλλά υπολογίσιμη ποσότητα ισχυρών οξέων ή βάσεων. Επίσης μπορούν μέσα σε όρια να αραιωθούν, χωρίς να μεταβληθεί το pH τους. Τα διαλύματα αυτά περιέχουν ένα ασθενές οξύ και τη συζυγή του βάση (HA / A^-) ή μια ασθενή βάση και το συζυγές της οξύ (B / BH^+).

Παραδείγματα ρυθμιστικών διαλυμάτων είναι: διάλυμα HF και NaF (HF / F^-) ή διάλυμα NH_4Cl και NH_3 ($\text{NH}_3 / \text{NH}_4^+$).

Σε κάθε ρυθμιστικό διάλυμα που περιέχει ένα συζυγιακό σύστημα οξέος - βάσης, όπως έχουμε δει, ισχύει η σχέση:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{C_{\text{οξέος}}}{C_{\text{βάσης}}}$$

Η εξίσωση αυτή με λογαρίθμιση οδηγεί:

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

Η σχέση αυτή είναι γνωστή ως εξίσωση των **Henderson και Hasselbalch**, και αποτελεί τη βάση για τον υπολογισμό του pH ενός ρυθμιστικού διαλύματος. Η παραπάνω εξίσωση ισχύει υπό ορισμένες προϋποθέσεις, π.χ. για ένα ρυθμιστικό διάλυμα της μορφής HA / A^- θα πρέπει:

α. η συγκέντρωση του οξέος στην κατάσταση ισορροπίας να είναι περίπου ίση με την αρχική συγκέντρωση του οξέος, δηλαδή

$$C_{\text{οξ}} = [\text{HA}]_{\text{αρχικό}}$$

β. η συγκέντρωση της συζυγούς βάσης στην κατάσταση ισορροπίας να είναι περίπου ίση με την αρχική συγκέντρωση της βάσης, δηλαδή

$$C_{\text{βάσης}} = [\text{A}^-]_{\text{αρχικό}}$$

Αναλογικά ισχύει:

$$[\text{OH}^-] = K_b \frac{C_{\text{βάσης}}}{C_{\text{οξέως}}}$$

$$\text{και } \text{pOH} = \text{p}K_b + \log \frac{C_{\text{βάσης}}}{C_{\text{οξέως}}}$$

Παράδειγμα 5.14

Να βρεθεί το pH ρυθμιστικού διαλύματος που περιέχει HCOOH 0,2 M και HCOONa 0,4 M, αν είναι γνωστό ότι $K_a \text{HCOOH} = 2 \cdot 10^{-4}$.

ΛΥΣΗ

Το ρυθμιστικό διάλυμα περιέχει το συζυγές ζεύγος HCOOH 0,2 M / HCOO^- 0,4 M και

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{C_{\text{βάσης}}}{C_{\text{οξέος}}} = -\log(2 \cdot 10^{-4}) + \log \frac{0,4}{0,2} = 4$$

Συνεπώς, $\text{pH} = 4$.

Εφαρμογή

Να βρεθεί το pH διαλύματος CH_3COOH 0,5 M και CH_3COONa 0,9 M, αν δίνεται $K_a \text{CH}_3\text{COOH} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

(pH = 5)

Παρασκευές ρυθμιστικών διαλυμάτων

Μπορούμε να παρασκευάσουμε ρυθμιστικό διάλυμα της μορφής HA / A^- , π.χ. HF / NaF , με τους εξής τρόπους:

1. Με ανάμιξη ασθενούς οξέος με τη συζυγή του βάση

Π.χ. προσθήκη διαλύματος HF σε διάλυμα NaF .

2. Με μερική εξουδετέρωση ασθενούς οξέος από ισχυρή βάση

Π.χ. προσθήκη x mol NaOH σε διάλυμα που περιέχει y mol HF , όπου $x < y$. Στην περίπτωση αυτή x mol NaOH αντιδρούν με x mol HF και σχηματίζουν x mol NaF . Το τελικό διάλυμα είναι ρυθμιστικό και περιέχει $(y-x)$ mol HF και x mol NaF .

Αντίστοιχα, μπορούμε να παρασκευάσουμε ένα ρυθμιστικό διάλυμα της μορφής B / BH^+ , π.χ.

$\text{NH}_3 / \text{NH}_4\text{Cl}$, με τους εξής τρόπους:

1. Με ανάμιξη ασθενούς βάσης με το συζυγές της οξύ

Π.χ. προσθήκη διαλύματος NH_3 με διάλυμα NH_4Cl .

2. Με ανάμιξη περίσσειας ασθενούς βάσης με ισχυρό οξύ

Π.χ. προσθήκη x mol NH_3 σε διάλυμα y mol HCl , όπου $y < x$.

Θα πρέπει να παρατηρήσουμε ότι οι συγκεντρώσεις στο τελικό διάλυμα θα πρέπει να είναι σχετικά υψηλές,

ώστε το διάλυμα να έχει ικανοποιητική ρυθμιστική ικανότητα. Μεγάλη δηλαδή αντοχή στις μεταβολές του pH που προκαλούνται λόγω προσθήκης οξέος, βάσης ή νερού.

Παράδειγμα 5.15

Πόσα λίτρα διαλύματος NaOH 0,4 M πρέπει να προσθέσουμε σε 2 L διαλύματος HF 0,2 M για να παρασκευάσουμε ρυθμιστικό με pH = 4; Κατά την ανάμιξη θεωρούμε ότι δε μεταβάλλεται ο συνολικός όγκος. Δίνεται $K_{a\text{ HF}} = 10^{-4}$.

ΛΥΣΗ

Προφανώς το τελικό διάλυμα, αφού είναι ρυθμιστικό, θα περιέχει NaF και HF που περισσεύει. Άρα το NaOH αντιδρά όλο. Αν είναι x L ο όγκος του διαλύματος NaOH 0,4 M, τότε αρχικά έχουμε:

0,4x mol NaOH και $2 \cdot 0,2 \text{ mol} = 0,4 \text{ mol HF}$.

αντίδραση	HF + NaOH	→	NaF + H ₂ O
αρχικά / mol	0,4	0,4x	
αντιδρούν - παράγονται	0,4x	0,4x	0,4x
τελικά / mol	(0,4 - 0,4x)	0	0,4x

Το τελικό διάλυμα έχει όγκο (2 + x) L, συνεπώς:

$$C_{\text{HF}} = \frac{0,4 - 0,4x}{2 + x} \text{ M} \quad C_{\text{NaF}} = \frac{0,4x}{2 + x} \text{ M} \quad \text{δηλαδή} \quad C_{\text{F}^-} = \frac{0,4x}{2 + x} \text{ M} \quad \text{και}$$

$$\text{από τον τύπο } [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{C_{\text{οξέως}}}{C_{\text{βάσης}}} \text{ έχουμε } 10^{-4} = 10^{-4} \frac{\frac{0,4 - 0,4x}{2 + x}}{\frac{0,4x}{2 + x}}$$

οπότε $x = 5$, άρα πρέπει να προσθέσουμε 0,5 L διαλύματος NaOH 0,4 M.

Εφαρμογή

Ποιος όγκος διαλύματος HCl 0,2 M πρέπει να αναμιχθεί με 500 mL διαλύματος NH_3 0,6 M για να πάρουμε ρυθμιστικό διάλυμα με $\text{pH} = 9$;

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

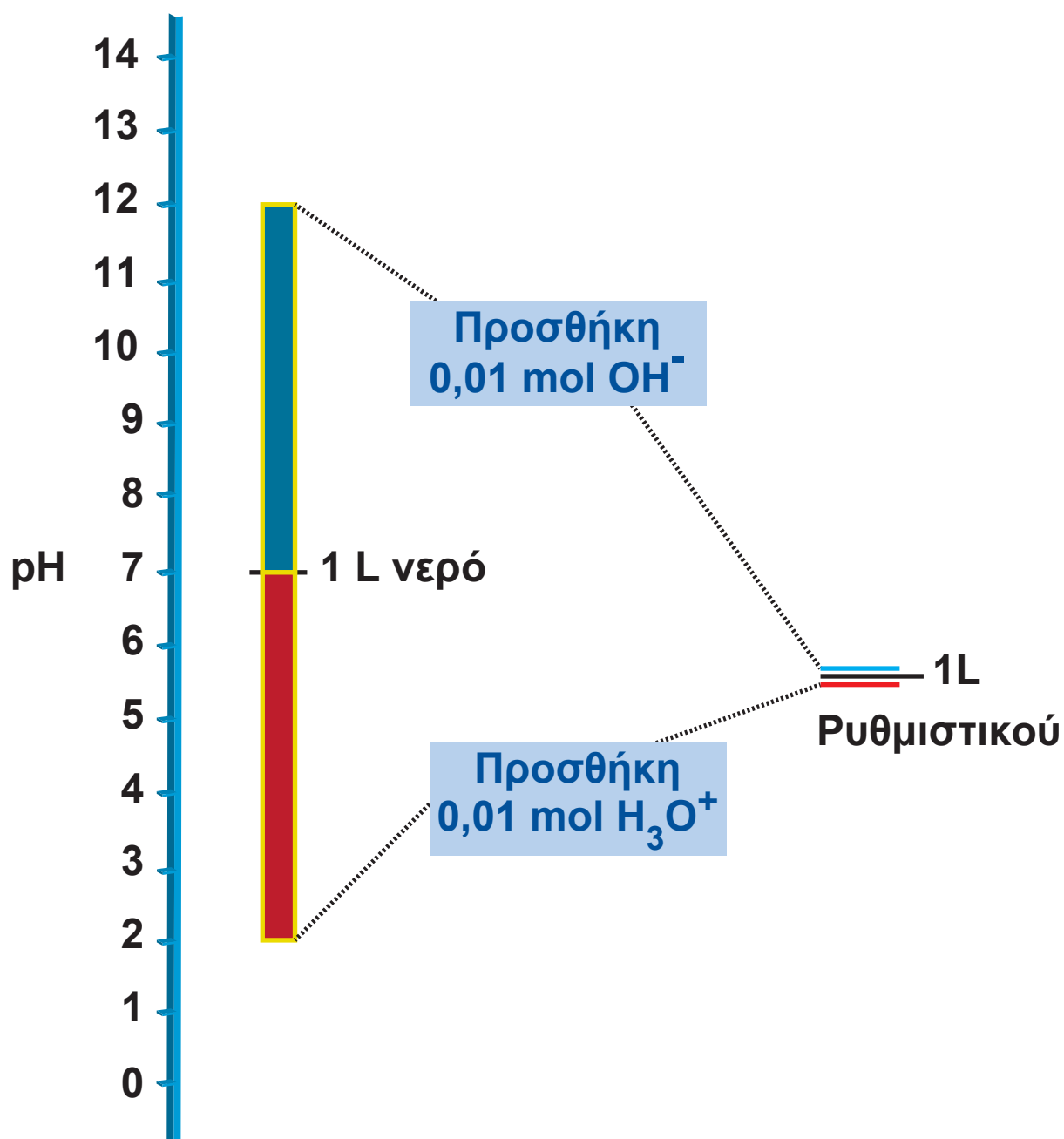
(1 L)

Πώς δρουν τα ρυθμιστικά διαλύματα

Τα ρυθμιστικά διαλύματα, όπως έχουμε αναφέρει:

1. Διατηρούν το pH τους πρακτικά σταθερό όταν προστίθενται σε αυτά μικρές αλλά υπολογίσιμες ποσότητες ισχυρών οξέων ή βάσεων.
2. Διατηρούν το pH τους σταθερό, κατά την αραίωσή τους σε ορισμένα όρια. Αν υπερβούμε αυτά τα όρια

τότε η τιμή του pH αλλάζει σημαντικά.
Στο παρακάτω σχήμα συγκρίνεται η ρυθμιστική ικανότητα, η αντίσταση δηλαδή στη μεταβολή του pH, ενός ρυθμιστικού διαλύματος 1 M CH_3COOH / 1M CH_3COONa και του καθαρού νερού.



ΣΧΗΜΑ 5.9 Μεταβολή pH κατά την προσθήκη $0,01 \text{ mol H}_3\text{O}^+$ ή $0,01 \text{ mol OH}^-$
α. σε 1 L καθαρού νερού και
β. σε 1 L ρυθμιστικού διαλύματος
1 M CH_3COOH / 1M CH_3COONa

Προσθήκη ισχυρού οξέος ή βάσης σε ρυθμιστικό διάλυμα

- Ένα ρυθμιστικό διάλυμα περιέχει ένα συζυγές ζεύγος οξύ-βάση. Η όξινη μορφή αυτού του ζεύγους εξουδετερώνει τις προστιθέμενες βάσεις, ενώ η βασική μορφή τα οξέα.

Για να καταλάβουμε καλύτερα τη δράση των ρυθμιστικών διαλυμάτων παίρνουμε δύο χαρακτηριστικά παραδείγματα:

1) Ρυθμιστικό διάλυμα CH_3COOH και CH_3COONa

Στο διάλυμα περιέχεται το ασθενές οξύ CH_3COOH και η συζυγής βάση CH_3COO^- , που προκύπτει από την πλήρη διάσπαση του CH_3COONa .

α. Αν στο διάλυμα προσθέσουμε ποσότητα ισχυρού οξέος, π.χ. HCl , τότε τα H_3O^+ που προκύπτουν από τον πλήρη ιοντισμό του HCl αντιδρούν πρακτικά πλήρως με τη βάση CH_3COO^- , σύμφωνα με την εξίσωση:

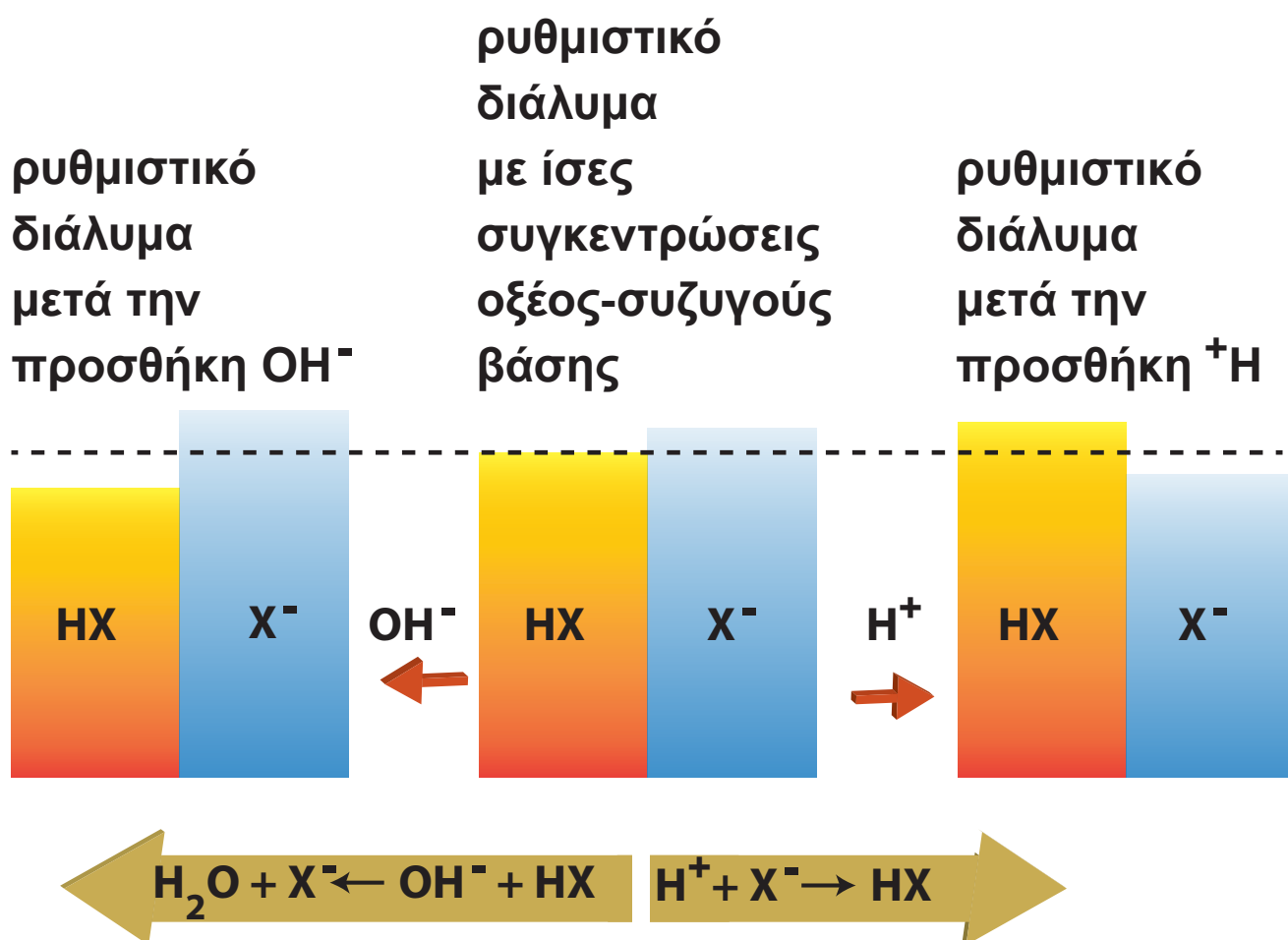
$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$. Με άλλα λόγια τα ιόντα H_3O^+ που προσθέσαμε δεσμεύονται σχεδόν πλήρως, έτσι ώστε το ρυθμιστικό διάλυμα να διατηρεί πρακτικά σταθερό το pH του.

β. Ανάλογα αν προσθέτουμε μια ισχυρή βάση, π.χ. NaOH, τα OH⁻ που προκύπτουν από την πλήρη διάσταση του NaOH δεσμεύονται πρακτικά πλήρως από το CH₃COOH, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:
$$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{COO}^-$$
. Έτσι διατηρείται και πάλι πρακτικά σταθερό το pH του διαλύματος. Ωστόσο, η ποσότητα HCl ή NaOH που προσθέτουμε θα πρέπει να είναι σημαντικά μικρότερη από τις ποσότητες CH₃COONa ή CH₃COOH, ώστε να μη δεσμευθεί μεγάλη ποσότητα από κάποιο συστατικό του ρυθμιστικού και το διάλυμα χάσει τη ρυθμιστική του ικανότητα.

2) Ρυθμιστικό διάλυμα NH₃ και NH₄Cl

- α. Αν στο διάλυμα προσθέσουμε ένα ισχυρό οξύ, π.χ. HCl, τότε τα H₃O⁺ που προκύπτουν από τον πλήρη ιοντισμό του HCl αντιδρούν πρακτικά πλήρως με τη βάση NH₃:
$$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$$
.
- β. Αναλογικά, αν προσθέσουμε μια ισχυρή βάση, π.χ. NaOH, τα OH⁻ που προκύπτουν από την πλήρη διάσταση του NaOH αντιδρούν πρακτικά πλήρως με το NH₄⁺:
$$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$$
.

Διαγραμματικά μπορούμε να δείξουμε την ικανότητα που έχει ένα ρυθμιστικό διάλυμα να διατηρεί σταθερό το pH του με το παρακάτω σχήμα:



ΣΧΗΜΑ 5.10 Διαγραμματική απεικόνιση της ρυθμιστικής ικανότητας ενός ρυθμιστικού διαλύματος της μορφής HX / X^- .

Αραίωση ρυθμιστικού διαλύματος

Αν έχουμε ρυθμιστικό διάλυμα: HA c_1 M και NaA c_2 M,

τότε ισχύει $[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{c_1}{c_2}$.

Αν αραιώσουμε το διάλυμα 10 φορές με νερό, τότε το

διάλυμα που θα προκύψει θα περιέχει: HA $0,1c_1$ M και

$$\text{NaA } 0,1c_2\text{M, οπότε } [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{(0,1c_1)}{(0,1c_2)} = K_a \frac{c_1}{c_2} .$$

Παρατηρούμε δηλαδή ότι κατά την αραίωση το pH του ρυθμιστικού διαλύματος παραμένει σταθερό. Αυτό βέβαια με την προϋπόθεση ότι ισχύουν οι προσεγγίσεις που απαιτούνται για την εφαρμογή της σχέσης:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{c_{\text{οξέος}}}{c_{\text{βάσης}}} .$$

Όταν, με συνεχή αραίωση, φτάσουμε στο σημείο να μην ισχύουν οι προϋποθέσεις για την εφαρμογή της παραπάνω σχέσης, τότε το διάλυμα χάνει τη ρυθμιστική του ικανότητα.

Παράδειγμα 5.16

1. Σε 100 ml H_2O προσθέτουμε 0,001 mol HCl. Να υπολογιστεί η συγκέντρωση των H_3O^+ στο H_2O και στο διάλυμα και να γίνει η σύγκριση μεταξύ τους.
2. Σε 100 ml διαλύματος A που περιέχει HF 1 M και NaF 0,5 M προσθέτουμε 0,001 mol HCl και παίρνουμε διάλυμα B. Να βρεθεί η συγκέντρωση H_3O^+ στο A και στο B και να συγκριθούν μεταξύ τους.
Δίνεται $K_{a \text{ HF}} = 10^{-4}$.

ΛΥΣΗ

1. Στο καθαρό H_2O και στους 25°C γνωρίζουμε ότι $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ M}$. Το διάλυμα HCl έχει

$$c_{\text{HCl}} = \frac{n}{v} = \frac{0,001 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 10^{-2} \text{ M}.$$

Το HCl ιοντίζεται πλήρως, άρα $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ M}$. Δηλαδή, αυξήθηκε η $[\text{H}_3\text{O}^+]$ κατά την προσθήκη του HCl στο H_2O κατά 100.000 φορές.

2. Το διάλυμα A είναι ρυθμιστικό. Συνεπώς έχουμε:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{c_{\text{οξέος}}}{c_{\text{βάσης}}} = 10^{-4} \frac{1}{0,5} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ M}.$$

κατά την προσθήκη του HCl γίνεται η αντίδραση:

	HCl	$+$	NaF	\rightarrow	NaCl	$+$	HF
αρχικά / mol	0,001		0,05		–		0,1
αντ. - παράγ.	0,001		0,001		0,001		0,001
τελικά / mol	–		0,049		0,001		0,101

Το διάλυμα B περιέχει NaCl , που δεν επηρεάζει το pH του διαλύματος, και HF 0,101 mol και NaF 0,049 mol. Συνεπώς έχουμε:

$$C_{\text{HF}} = \frac{0,101}{0,1} \text{ M} = 1,01 \text{ M} \text{ και } C_{\text{NaF}} = \frac{0,049}{0,1} \text{ M} = 0,49 \text{ M}$$

Το διάλυμα Β είναι ρυθμιστικό, οπότε έχουμε:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{C_{\text{οξέος}}}{C_{\text{βάσης}}} = 10^{-4} \frac{1,01}{0,49} = 2,06 \cdot 10^{-4}$$

Παρατηρούμε ότι η ίδια ποσότητα HCl όταν προστίθεται σε 100 ml H₂O αυξάνει τη [H₃O⁺] κατά 100.000 φορές, ενώ όταν προστίθεται σε 100 ml ρυθμιστικού διαλύματος αυξάνει τη [H₃O⁺] μόνο κατά περίπου 3%.

Εφαρμογή

Σε 1 L ρυθμιστικού διαλύματος Γ που περιέχει NH₃ 0,2 M και NH₄Cl 0,4 M προσθέτουμε 1 L διαλύματος HCl 0,05 M και παίρνουμε 2 L διαλύματος Δ. Να βρεθεί η [H₃O⁺] στο Γ και στο Δ.

Δίνονται: $K_b \text{ NH}_3 = 2 \cdot 10^{-5}$ και $K_w = 10^{-14}$.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-9} \text{ M}, [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,5 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

Χρησιμότητα ρυθμιστικών

Τα ρυθμιστικά διαλύματα βρίσκουν πολλές εφαρμογές, όπως:

1. Στην αναλυτική χημεία για τη βαθμονόμηση πεχαμέτρων, ποσοτική ανάλυση κ.λπ.

2. Στη βιομηχανία. Πολλές χημικές και βιοχημικές διεργασίες πρέπει να γίνονται σε καθορισμένη τιμή pH (βιολογικοί καθαρισμοί, επεξεργασία δερμάτων, παραγωγή χρωμάτων, λιπασμάτων κ.λπ.). Αυτό διασφαλίζεται με τη χρησιμοποίηση ρυθμιστικών διαλυμάτων.
3. Στην ιατρική, βιολογία, φαρμακευτική. Στον ενόργανο κόσμο τα περισσότερα υγρά των ζώων και φυτών είναι ρυθμιστικά διαλύματα, τα οποία ρυθμίζουν τις βιοχημικές διεργασίες που λαμβάνουν χώρα. Για παράδειγμα το αίμα είναι ρυθμιστικό διάλυμα, γι' αυτό και οι ενδοφλέβιες ενέσεις περιέχουν ρυθμιστικό διάλυμα (βλέπε «γνωρίζεις ότι...» στο τέλος του κεφαλαίου).



Φάσμα λευκού φωτός.

Τα μόρια του δείκτη (HΔ) καθώς και τα ιόντα του (Δ^-) απορροφούν ένα μέρος από την ακτινοβολία του ορατού φωτός, με αποτέλεσμα να βλέπουμε το συμπληρωματικό χρώμα της απορροφούμενης ακτινοβολίας.



Συμπληρωματικά είναι τα χρώματα που βρίσκονται διαμετρικά αντίθετα στο παραπάνω σχήμα.

[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 HΔ (όξινη μορφή του δείκτη) έχουν διαφορετικό χρώμα από τα ιόντα Δ⁻ (βασική μορφή του δείκτη). Κατά κανόνα επικρατεί το χρώμα του HΔ (παρατήρηση με γυμνό μάτι), όταν η συγκέντρωση του HΔ είναι 10 φορές μεγαλύτερη από την αντίστοιχη του Δ⁻. Αντίθετα, αν η συγκέντρωση του HΔ 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 ισορροπία:



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.

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 $\text{pH} > 10$ επικρατεί το χρώμα του Δ^- , δηλαδή το κόκκινο.

- Στους πρωτολυτικούς δείκτες ισχύει:

$$K_{a \text{ H}\Delta} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\Delta^-]}{[\text{H}\Delta]}$$

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

$$[\text{H}\Delta] > 10 [\Delta^-], \text{ που σημαίνει } \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{\text{H}\Delta}} > 10, \text{ δηλαδή}$$

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

- **Επικρατεί η βασική μορφή του δείκτη (Δ⁻)**

εφόσον

$$[\Delta^-] > 10 [\text{H}\Delta], \text{ που σημαίνει } \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_{\text{H}\Delta}} < 0,1, \text{ δηλαδή}$$

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

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.

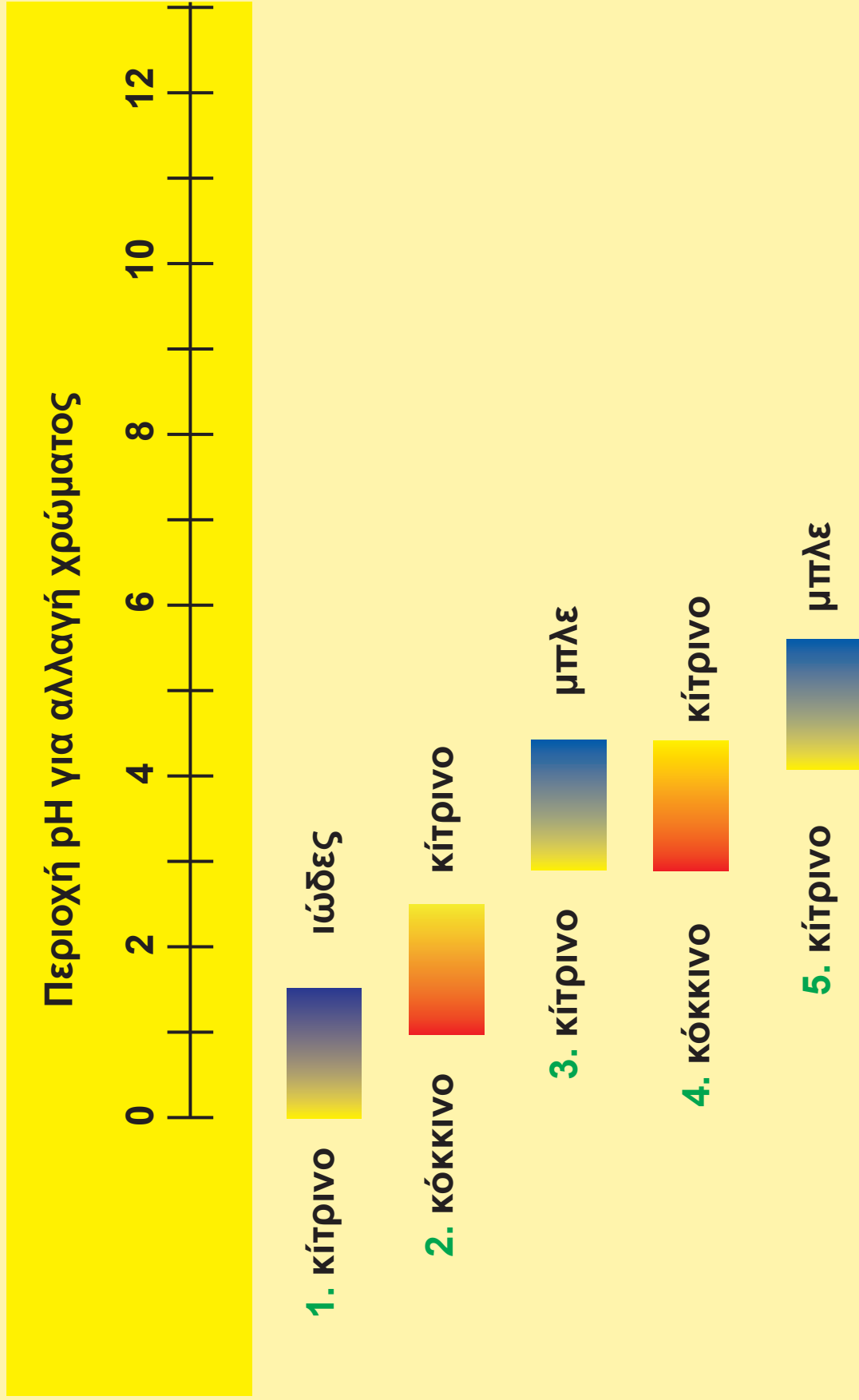


Πεχαμετρικό χαρτί για τον προσδιορισμό του pH.

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



ΠΙΝΑΚΑΣ 5.3 Κυριότεροι δείκτες και περιοχή pH αλλαγής χρώματος



6. κόκκινο



κίτρινο

7. κίτρινο



μπλε

8. κίτρινο



μπλε

9. άχρωμο



ροζ

10. κίτρινο



κόκκινο

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) φαινολοφθαλεΐνης 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 παραμείνει άχρωμο και στη β) περίπτωση θα χρωματιστεί κίτρινο.

Εφαρμογή

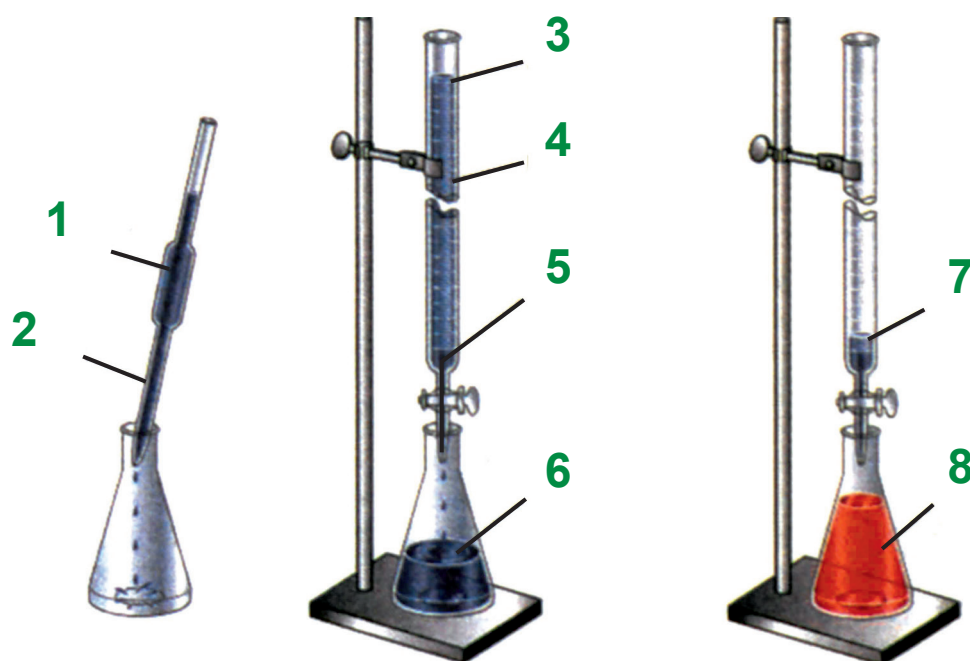
Τι χρώμα θα πάρει διάλυμα NaOH $0,01 \text{ M}$ αν προστεθούν σε αυτό λίγες σταγόνες α) φαινολοφθαλεΐνης και β) κυανού της βρωμοθυμόλης.

(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 οξέ-
ος + δείκτης 7. Τελική ένδειξη όγκου 8. Τέλος ογκομέ-
τρησης (Ο δείκτης αλλάζει χρώμα)

**ΣΧΗΜΑ 5.12 Διαγραμματική παρουσίαση της ογκομε-
τρίας: α) εισάγεται με το σιφώνιο στην κωνική φιάλη
ορισμένη ποσότητα διαλύματος οξέος (άγνωστο)
β) δείκτης προστίθεται στο «άγνωστο» και ακολου-
θεί προσθήκη σιγά - σιγά του πρότυπου διαλύματος
με τη βοήθεια της προχοΐδας 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:

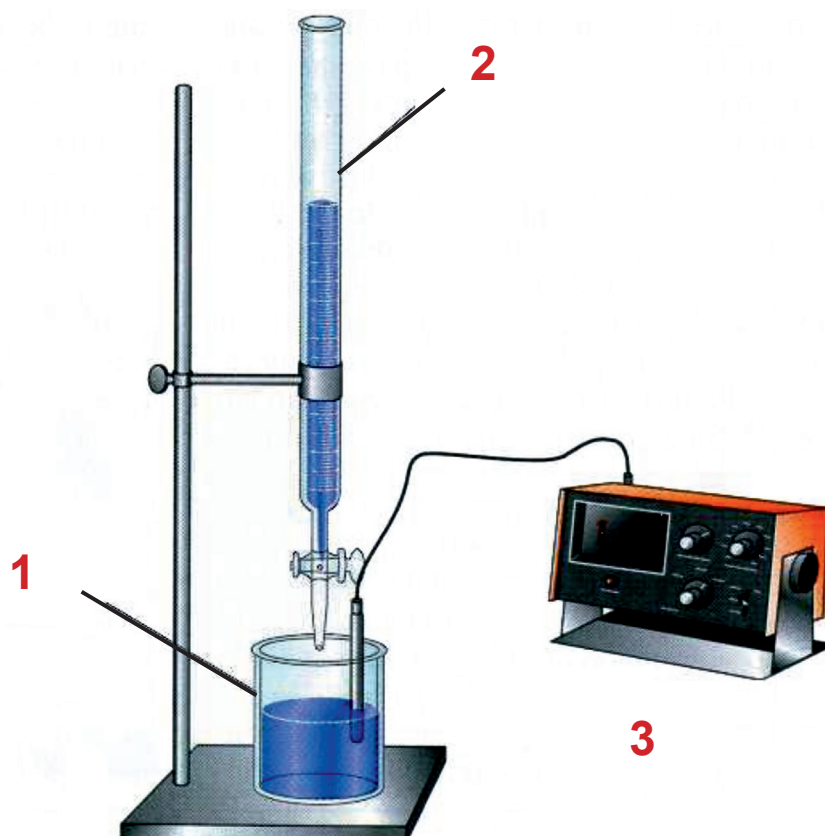


Κατά τη διάρκεια της ογκομέτρησης με οξέα ή βάσεις (οξυμετρία ή αλκαλιμετρία) το pH του ογκομετρούμενου

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. Οπωσδήποτε, 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.



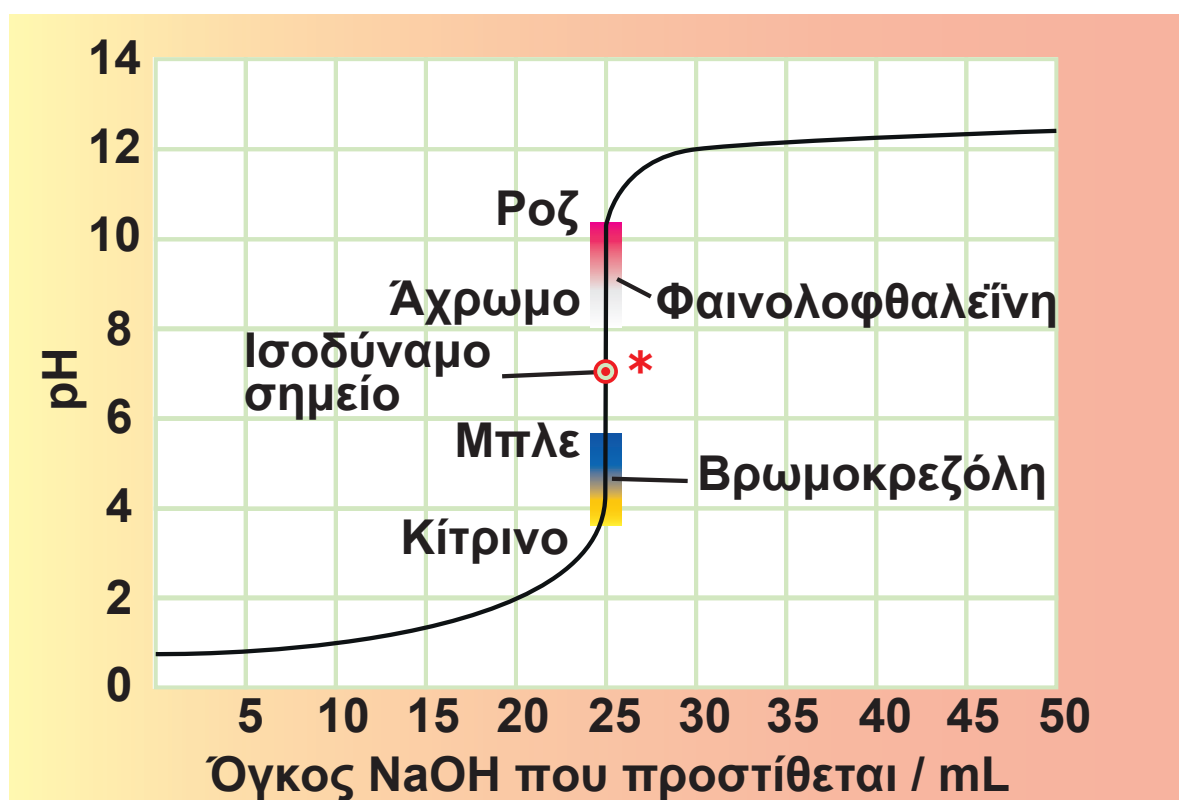
1. Ποτήρι ζέσεως που περιέχει HCl(aq) **2.** Προχοίδα που περιέχει NaOH(aq) **3.** Πεχάμετρο

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.



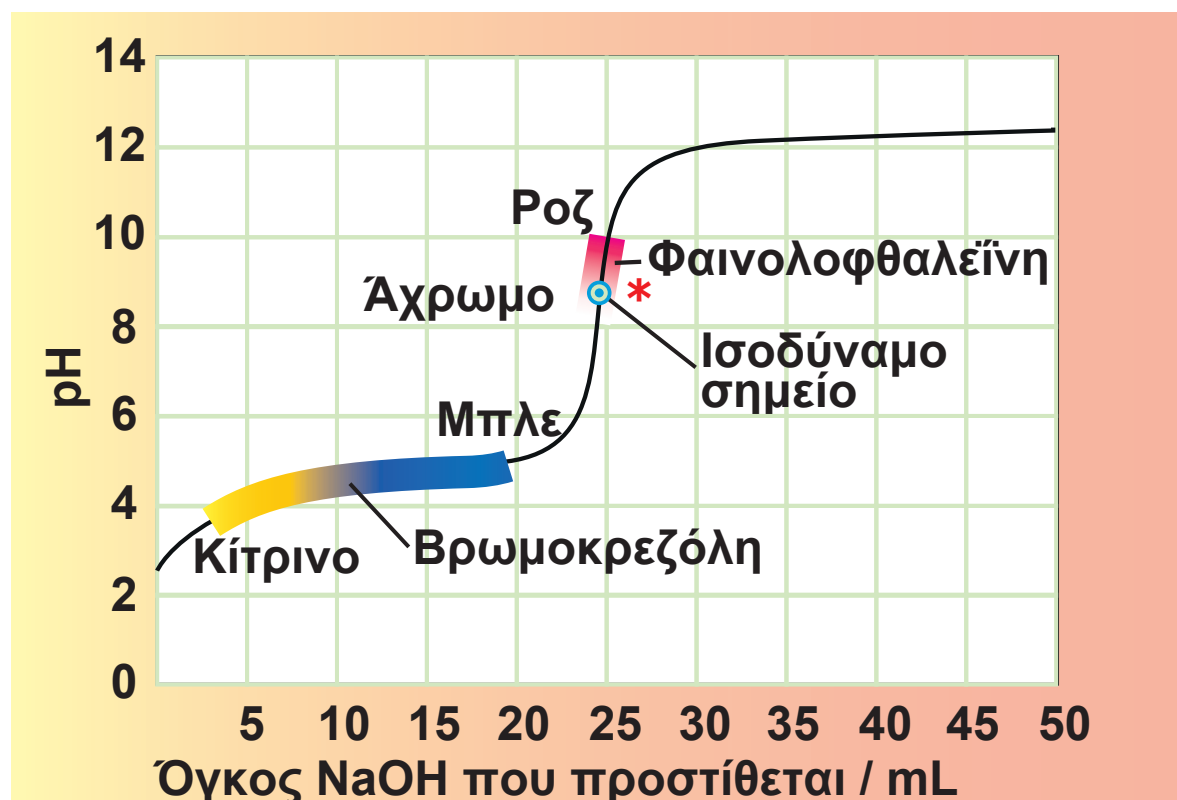
ΣΧΗΜΑ 5.14 Καμπύλη ογκομέτρησης ισχυρού οξέος με ισχυρή βάση, π.χ. διαλύματος HCl με πρότυπο διάλυμα NaOH .

* Βλέπε πίνακα σελίδας 112 / 169

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

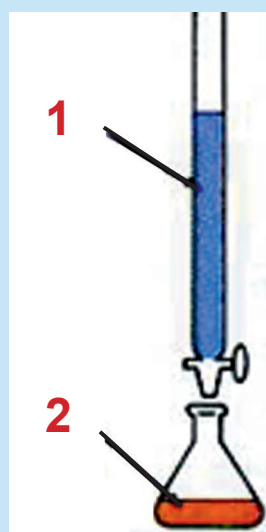
2. Ογκομέτρηση ασθενούς οξέος με ισχυρή βάση

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)



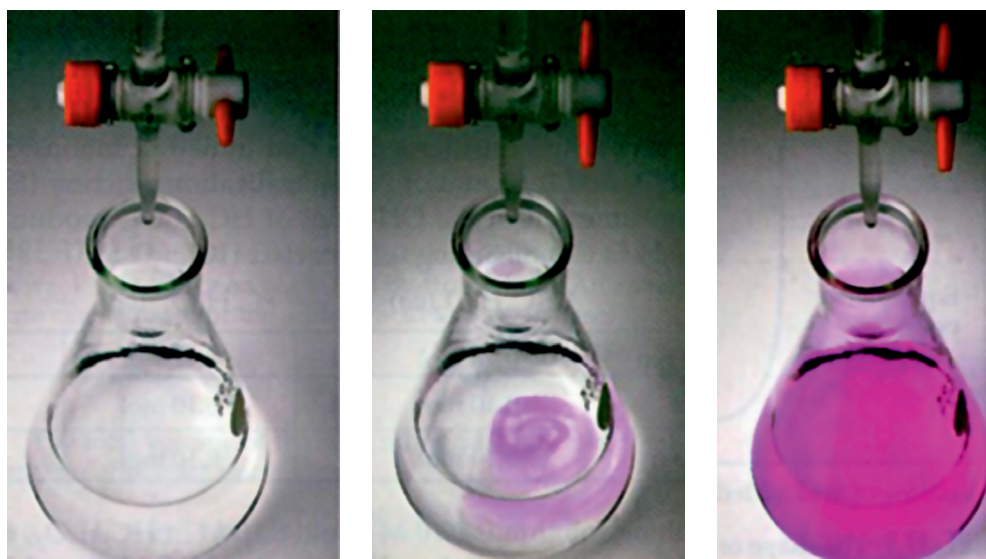
ΣΧΗΜΑ 5.15 Καμπύλη ογκομέτρησης ασθενούς οξέος με ισχυρή βάση, π.χ. διαλύματος CH_3COOH με πρότυπο διάλυμα NaOH .

* Βλέπε πίνακα σελίδας 115 / 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

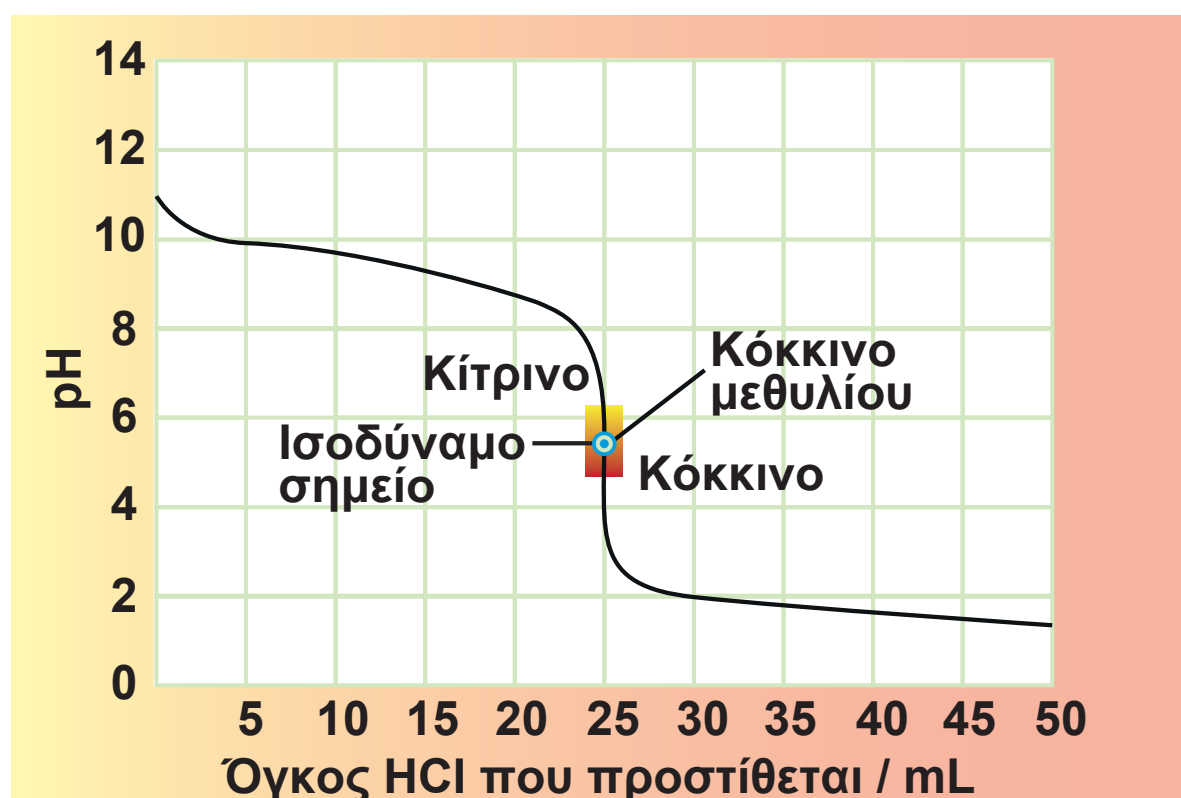


ΣΧΗΜΑ 5.16 Κατά την ογκομέτρηση οξέος (άγνωστο) με πρότυπο διάλυμα NaOH η αλλαγή του χρώματος της φαινολοφθαλεΐνης από άχρωμο σε κόκκινο πιστοποιεί το τέλος της ογκομέτρησης (ισοδύναμο σημείο).

3. Ογκομέτρηση ασθενούς βάσης με ισχυρό οξύ

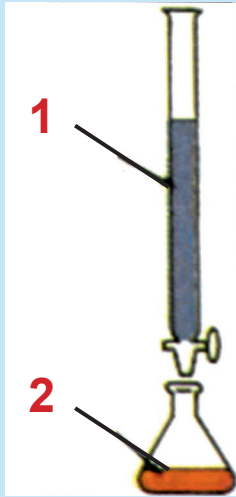
Π.χ. ογκομέτρηση διαλύματος NH_3 με πρότυπο διάλυμα HCl . Στο σχήμα που ακολουθεί δίνεται η καμπύλη ογκομέτρησης και το αντίστοιχο πρωτόκολλο μετρήσεων. Όπως φαίνεται στο σχήμα, στο ισοδύναμο σημείο το διάλυμα έχει $\text{pH} < 7$ (το διάλυμα NH_4Cl έχει όξινο χαρακτήρα, λόγω του οξέος NH_4^+). Κατάλληλος 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 .

* Βλέπε πίνακα σελίδας 119 / 170

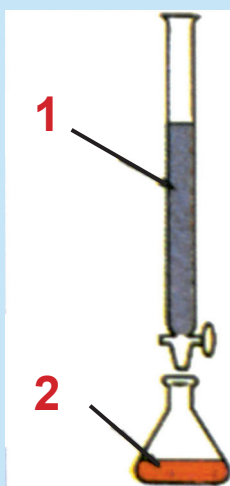


1. Ισχυρή βάση (NaOH)
2. Ασθενές οξύ (CH_3COOH)

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 ογκομέτρηση 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 ογκομέτρησης (ισοδύναμο σημείο).



1. Ισχυρό οξύ (HCl)
2. Ασθενής βάση (NH_3)

Παράδειγμα 5.18

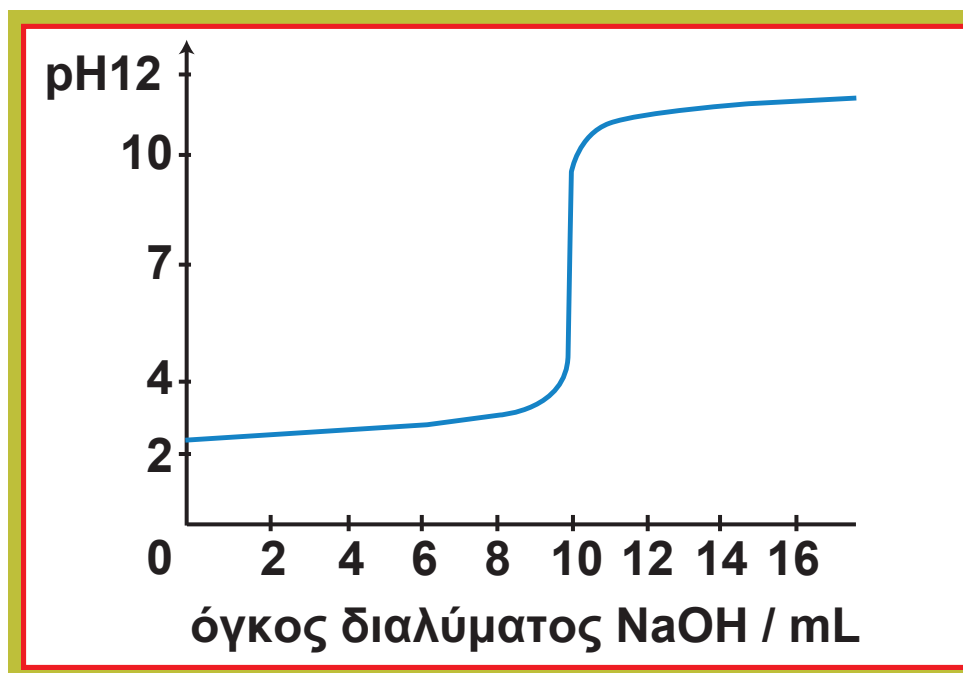
Διάλυμα ισχυρού μονοπρωτικού οξέος HA όγκου 500 mL και άγνωστης περιεκτικότητας ογκομετρείται με πρότυπο διάλυμα NaOH 0,2 M. Μετρήσεις του pH με τη βοήθεια πεχαμέτρου οδήγησαν στον παρακάτω πίνακα:

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

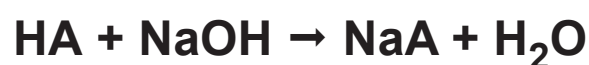
- α. Να χαράξετε την καμπύλη ογκομέτρησης.
- β. Ποια είναι η συγκέντρωση του διαλύματος του HA;
- γ. Ποιο δείκτη θα διαλέγατε, ανάμεσα σ' αυτούς που δίνονται παρακάτω, για την ογκομέτρηση; Δίνονται οι περιοχές αλλαγής χρώματος αυτών: ηλιανθίνη (pH: 3 - 4,5), μπλε της βρωμοθυμόλης (pH: 6 - 7,5), φαινολοφθαλεΐνη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



$$\frac{1 \text{ mol}}{\frac{c}{2} \text{ mol}} = \frac{1}{0,002 \text{ mol}} \quad \text{ή} \quad c = 0,004 \text{ M}$$

Άρα η Molarity του διαλύματος ΗΑ 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]

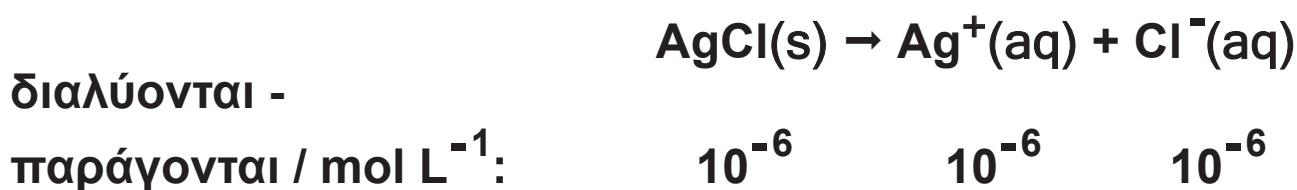
Γινόμενο διαλυτότητας

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.

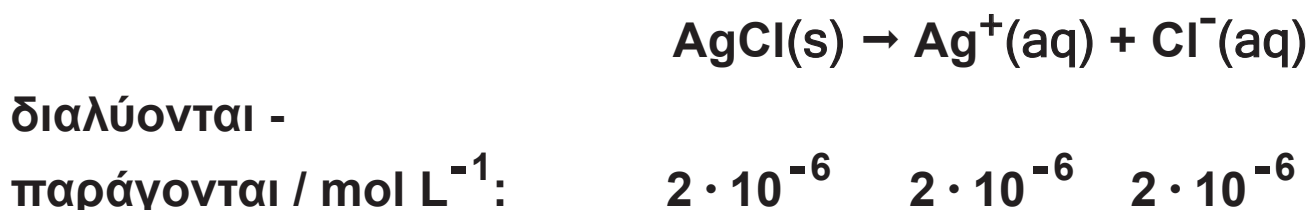
Για παράδειγμα, αν προσθέσουμε 1 mol AgCl σε 10^6 L H_2O (διάλυμα Δ₁), όλη η ποσότητα του AgCl θα

διαλυθεί, καθώς ο όγκος του H_2O είναι σχετικά μεγάλος.
Έτσι έχουμε:



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

Με ανάλογο τρόπο, αν προστεθούν 2 mol AgCl σε 10^6 L H_2O (διάλυμα Δ_2), ολόκληρη η ποσότητα του AgCl θα διαλυθεί στο νερό και θα έχουμε:



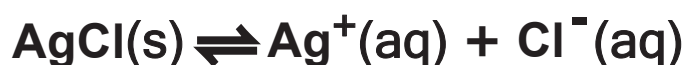
$$\text{και } [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 2 \cdot 10^{-6} \cdot 2 \cdot 10^{-6} = 4 \cdot 10^{-12} \text{ M}^2$$

Αν τώρα προσθέσουμε 12 mol AgCl σε 10^6 L H_2O (διάλυμα Δ_3), 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 H_2O (διάλυμα Δ_4). Δηλαδή, 10 mol AgCl διαλύονται, ενώ 14 mol AgCl παραμένουν αδιάλυτα. Στις δύο αυτές τελευταίες περιπτώσεις έχουμε:

	$\text{AgCl(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$		
διαλύονται / M παράγονται / M	10^{-5}	10^{-5}	10^{-5}
ισορροπία / M	ποσότητα στερεού	10^{-5}	10^{-5}

με $[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 10^{-10}$

Έχει δηλαδή αποκατασταθεί ετερογενής ισορροπία μεταξύ του εν διαλύσει 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.

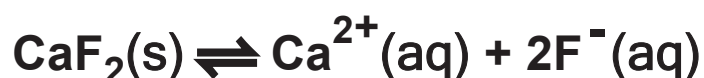
Η σταθερά αυτής της χημικής ισορροπίας ονομάζεται σταθερά γινομένου διαλυτότητας ή απλά γινόμενο διαλυτότητας και συμβολίζεται K_s . Η τιμή της K_s , όπως όλες οι σταθερές χημικής ισορροπίας, εξαρτάται μόνο από τη φύση της ιοντικής ένωσης και τη θερμοκρασία.

• 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: $K_s = [Ag^+][Cl^-]$.

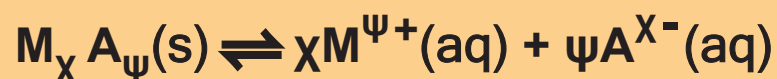
Να σημειωθεί ότι η συγκέντρωση του στερεού $AgCl$ δεν αναγράφεται στη σχέση K_s , αφού είναι γνωστό ότι η συγκέντρωση ενός στερεού είναι ανεξάρτητη από την ποσότητά του. Επίσης να παρατηρήσουμε ότι το γινόμενο $[Ag^+][Cl^-]$ εκφράζει την τιμή $K_s = 10^{-10}$ μόνο όταν τα διαλύματα είναι κορεσμένα (διαλύματα 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 $M_x A_\psi$ 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 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.

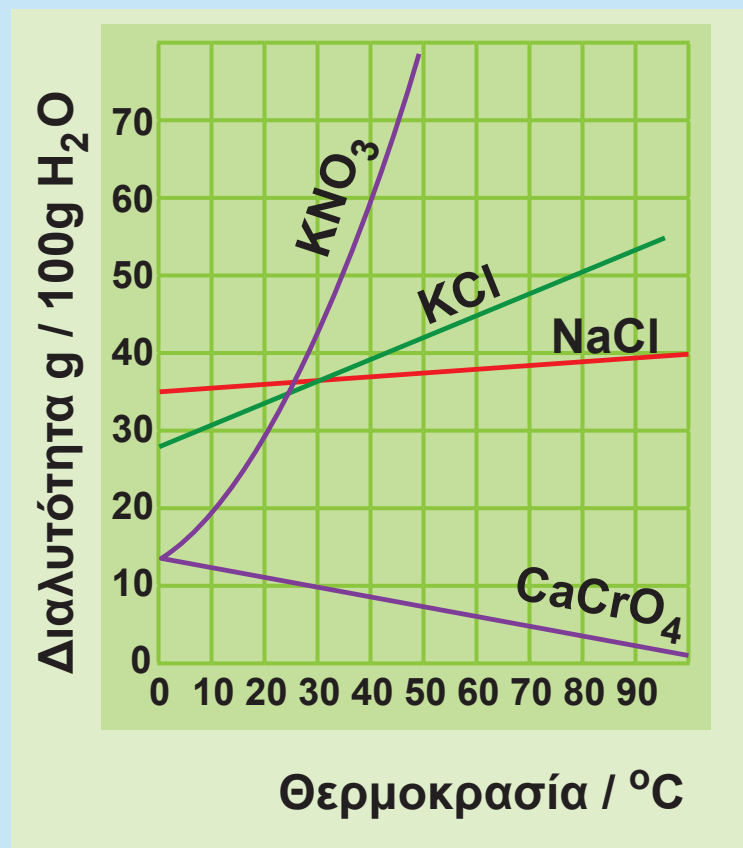
2. από τη θερμοκρασία.

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 ισορροπία 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

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 $K_s = 4 \cdot 10^{-12}$.

- Ποια είναι η διαλυτότητα του Ag_2CrO_4 στο H_2O ;
- Ποια είναι η διαλυτότητα του Ag_2CrO_4 σε διάλυμα $AgNO_3$ 0,1 M;
- Ποια είναι η διαλυτότητα του Ag_2CrO_4 σε διάλυμα K_2CrO_4 0,1 M;
- Συγκρίνετε τις δύο τελευταίες διαλυτότητες.

ΑΠΑΝΤΗΣΗ

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



διαλύονται -

παράγονται / M s $2s$ s

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

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

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:

	$\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$		
δίστανται / M παράγονται	0,1	0,1	0,1
	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$		
διαλύονται / M παράγονται	s_1	$2s_1$	s_1
ισορροπία / M	$0,1 + 2s_1$		s_1

$$\text{Όμως, } [\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}] = K_s \text{ ή } (0,1 + 2s_1)^2 \cdot s_1 = 4 \cdot 10^{-12}.$$

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

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

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:

	$\text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow 2\text{K}^+(\text{aq}) + \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq})$		
δίστανται / M 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 / M παράγονται	s_2	$2s_2$	s_2
ισορροπία / M		$2s_2$	$(0,1 + s_2)$

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 κοινό ιόν που έχει μεγαλύτερο συντελεστή στην εξίσωση διάστασης.

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

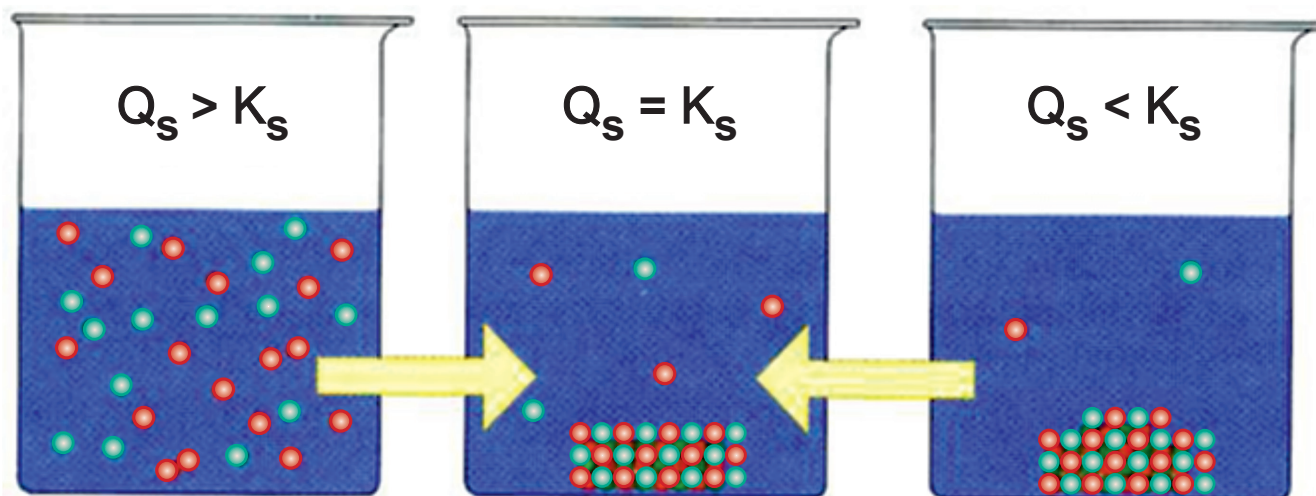
διαλυτότητας, K_S . Το γινόμενο αυτό ονομάζεται γινόμενο ιόντων και συμβολίζεται Q_S . Για ένα δυσδιάλυτο ηλεκτρολύτη της μορφής M_xA_ψ έχουμε:

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

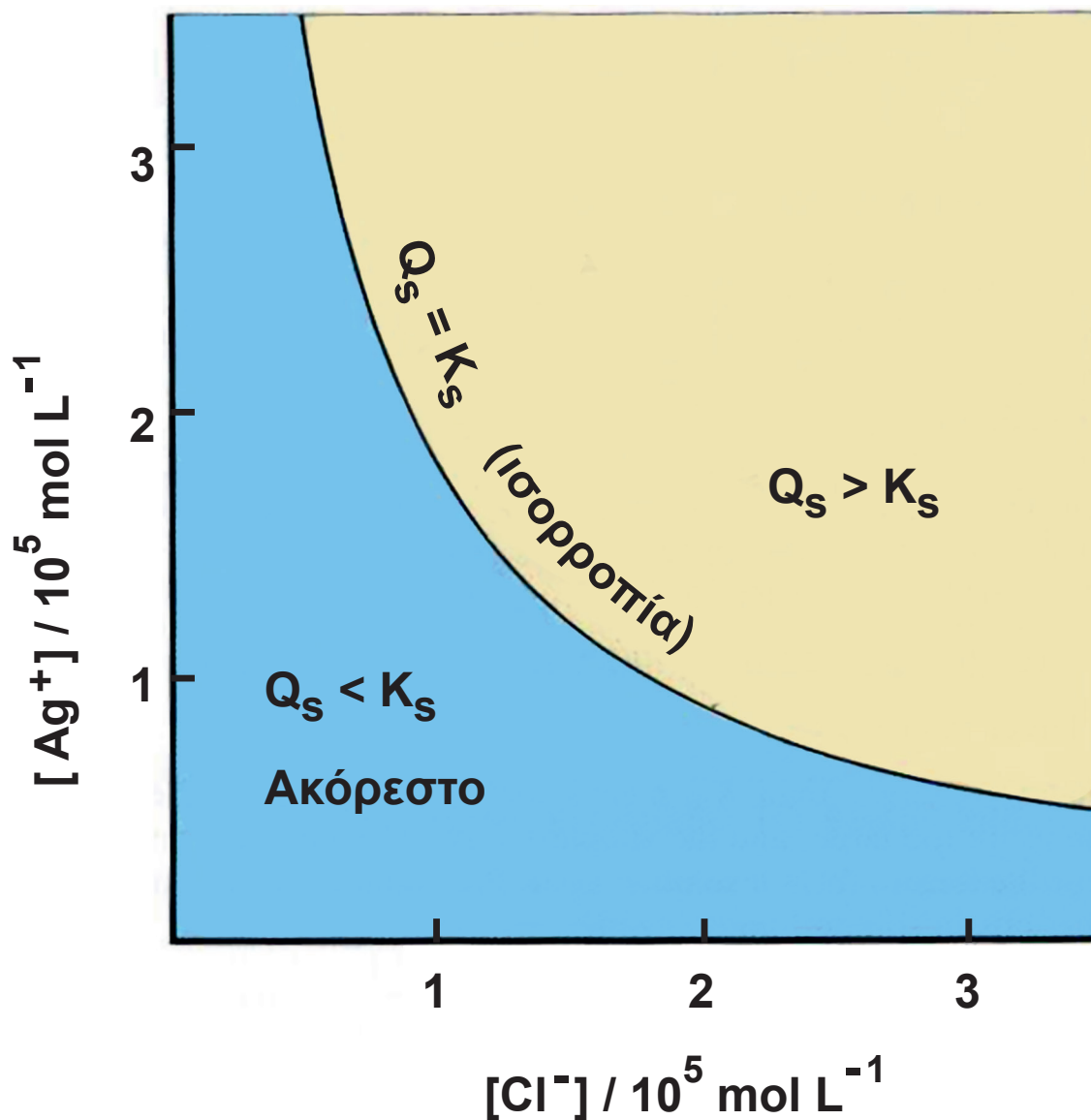
$Q_S < K_S$: ακόρεστο διάλυμα και αν υπάρχει ίζημα αυτό διαλύεται.

$Q_S = K_S$: κορεσμένο διάλυμα, χωρίς να σχηματίζεται ίζημα.

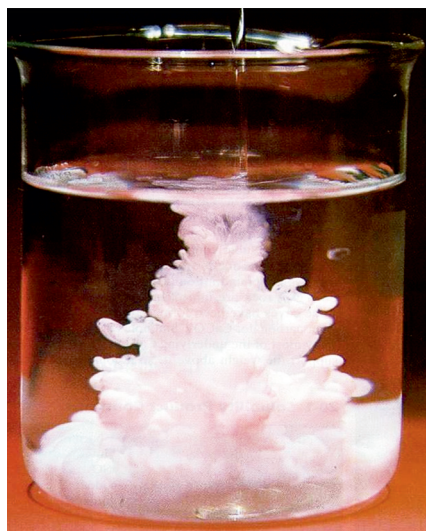
$Q_S > K_S$: σχηματίζεται ίζημα μέχρις ότου το Q_S μεταβληθεί σε $Q'_S = K_S$.



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 .

Παράδειγμα 5.20

Σε διάλυμα MgCl_2 0,01 M προσθέτουμε καθαρό NaOH .

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

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

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 διάσπαση 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 .

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

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

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:

AgNO_3 : $5 \cdot 10^{-5}$ M και NaCl : $2 \cdot 10^{-5}$ M.

Τα άλατα δίστανται πλήρως και δίνουν:

$[\text{Ag}^+] = 5 \cdot 10^{-5}$ M και $[\text{Cl}^-] = 2 \cdot 10^{-5}$ 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

Στην ισορροπία:

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

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 $K_s \text{ BaSO}_4 = 10^{-10}$.

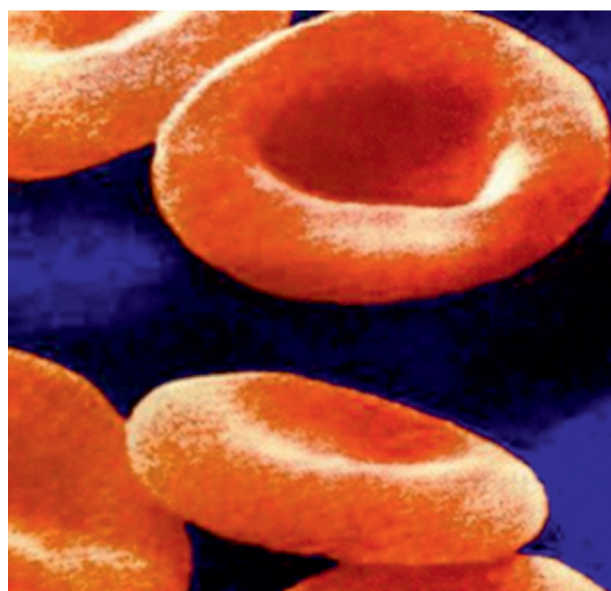
$$7,95 \cdot 10^{-7} \text{ mol BaSO}_4$$

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 ακαμψία. 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:



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.

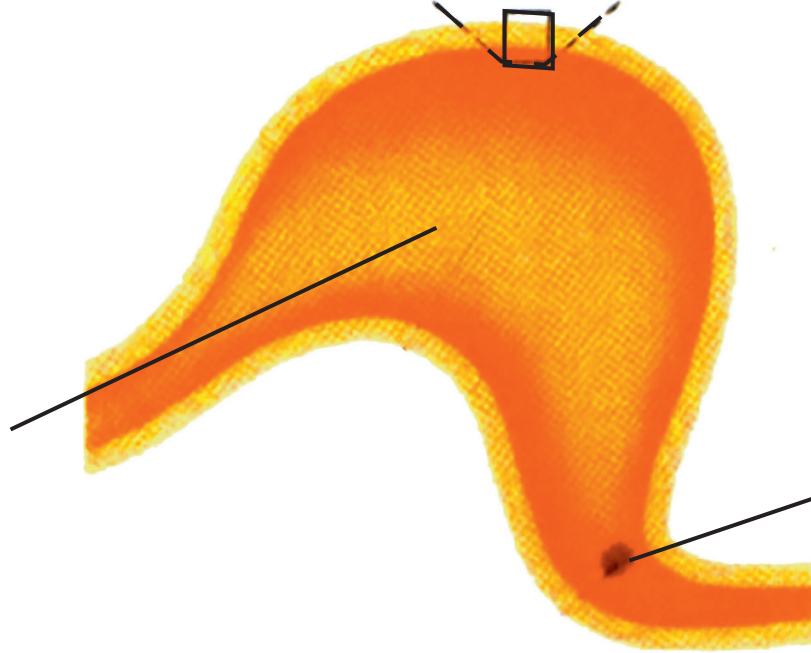
Η αιμογλοβίνη που υπάρχει στα ερυθρά αιμοσφαίρια, που εικονίζονται δίπλα, μεταφέρει το οξυγόνο στους ιστούς. Η ισορροπία κλειδί γι' αυτή τη δράση είναι: $\text{HHb} + \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HbO}_2^-$. Δηλαδή η θεμελιώδης αυτή δράση ελέγχεται από το pH. Σε όξινο περιβάλλον η 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 συγκεντρωση 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.

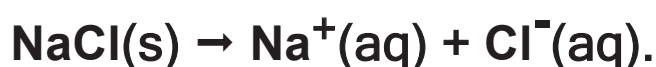
τα υγρά του στομάχου έχουν pH
περίπου 1



έλκος

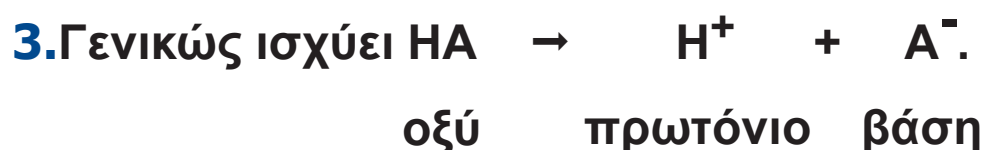
Ανακεφαλαίωση

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.



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 Brønsted - Lowry). Για παράδειγμα το HCl είναι οξύ επειδή $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$. Αν η ένωση δέχεται πρωτόνιο από το H_2O ονομάζεται βάση. Για παράδειγμα η NH_3 είναι βάση, επειδή $NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$.

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.



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

4. Σε κάθε υδατικό διάλυμα στους $25\text{ }^\circ\text{C}$ έχουμε:
 $[H_3O^+][OH^-] = K_w = 10^{-14}$.
5. Ορίζουμε $pH = -\log[H_3O^+]$ και $pOH = -\log[OH^-]$.
6. Σε όξινα υδατικά διαλύματα έχουμε: $pH < 7 < pOH$.
Σε βασικά υδατικά διαλύματα έχουμε:
 $pH > 7 > pOH$.
Σε ουδέτερα υδατικά διαλύματα έχουμε:
 $pH = 7 = pOH$.

7. Η σταθερά ιοντισμού ασθενούς οξέος HA είναι:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

8. Η σταθερά ιοντισμού ασθενούς βάσης B είναι:

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

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:

$$[H_3O^+] = K_a \frac{c_{οξ}}{c_{βασ}} . \text{ Αντίστοιχη σχέση ισχύει για}$$

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 σχηματίζεται ίζημα.

Αν $Q_s > K_s$ τότε σχηματίζεται ίζημα μέχρις ότου το Q_s μεταβληθεί σε $Q_s' = K_s$.

Λέξεις - κλειδιά

Διάσταση

Ιοντισμός

Οξύ - βάση

Brönsted - 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°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 διάλυτη;
- 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 .

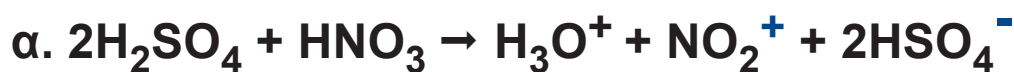
Το ζεύγος HA και A^- ονομάζεται ζεύγος.

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 θερμοκρασία ισχύει η σχέση
 $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$.
- δ. Στα υδατικά διαλύματα οξέων: $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$
- ε. Στα υδατικά διαλύματα βάσεων: $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$

* **19.** Για κάθε μία από τις ακόλουθες χημικές εξισώσεις και για την κατεύθυνση που δείχνει το βέλος, να σημειώσετε ποια ουσία 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 HNO_3

γ. 10 L διαλύματος HNO_3 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 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 HNO₃ 0,001 M προσθέτουμε καθαρό HNO₃ 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 pH = 12;

0,01 M

* **25.** Ποια είναι η συγκέντρωση H₃O⁺ διαλύματος HCl 10^{-7} M;

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

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

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

- * **27.** Το pH διαλύματος NaOH 10^{-8} M έχει μία από τις επόμενες τιμές:
α. pH = 6 β. pH = 8 γ. pH = 7,02 δ. pH = 14
Να διαλέξετε τη σωστή απάντηση.

- 28.** Σε 200 mL H₂O προσθέτουμε 0,08 g NaOH και παίρνουμε 200 mL διαλύματος. Ποιο είναι το pH του διαλύματος;

pH = 12

- 29.** Σε 2 L διαλύματος HNO₃, που έχει pH = 1, προσθέτουμε 198 L H₂O και παίρνουμε 200 L διαλύματος. Ποιο είναι το pH του διαλύματος;

pH = 3

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

α. $[A^-] > [H_3O^+]$

β. το pH του διαλύματος είναι 0

γ. $[H_3O^+] = 1 \text{ M}$

δ. $[H_3O^+] + [A^-] = 1 \text{ M}$

31. Σε κάποιο υδατικό διάλυμα έχουμε $[H_3O^+] = 100[OH^-]$. Να υπολογίσετε το pH του διαλύματος.

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 pH = 1 και διάλυμα HCl με pH = 3, για να πάρουμε διάλυμα με pH = 2;

α. 1:1, β. 1:10

33. Σε υδατικό διάλυμα ισχύει $[OH^-] = 5 \cdot 10^{-5} \text{ M}$. 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: $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$).

$\text{pH} = 12$

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 αραίωση.
- γ. Στο αραιωμένο διάλυμα η $[\text{OH}^-]$ είναι μεγαλύτερη από την $[\text{H}_3\text{O}^+]$.
- δ. Κατά την αραίωση 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 H_2O 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 NH_3 είναι 11. Ποια είναι η w/v περιεκτικότητα του διαλύματος της NH_3 και ποιος ο βαθμός ιοντισμού της NH_3 ;

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

0,17% 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 H₂O και παίρνουμε 100 mL διαλύματος. Ποιος ο λόγος των βαθμών ιοντισμού α_1 : α_2 της B στα δύο διαλύματα;

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

- 47.** Πόσα mL διαλύματος CH₃COOH 0,1 M περιέχουν την ίδια ποσότητα κατιόντων H₃O⁺ 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 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 $\theta = 25^\circ\text{C}$, 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 βαθμός ιοντισμού του οξέος μεταβάλλεται.

δ. Κατά την αραίωση υδατικού διαλύματος ασθενούς οξέος, π.χ. HF 1 M, ο βαθμός ιοντισμού 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;

* **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;

$$\text{pH} = 7$$

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

Δίνονται $K_b \text{NH}_3 = 10^{-5}$ 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 HA, 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 οξέος, π.χ. HCl, προσθέσουμε άλας αυτού, π.χ. NaCl, τότε ο βαθμός ιοντισμού του HCl

59. Να βρείτε το βαθμό ιοντισμού του CH_3COOH στα ακόλουθα δύο διαλύματα και να συγκρίνετε τα αποτελέσματα.

α. CH_3COOH 0,1 M

β. CH_3COOH 0,1 M και CH_3COONa 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 (A). Ποιος είναι ο βαθμός ιοντισμού του CH_3COOH στο διάλυμα A; 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 βρεθεί 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 H_2SO_4 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 H_2SO_4 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;

pH = 2

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

6,57 g

- 68.** Πόσα mL διαλύματος HNO_3 0,63% w/v πρέπει να προσθέσουμε σε 2 L διαλύματος NaOH που έχει pH = 12 για να πάρουμε διάλυμα που να έχει 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 NH_3 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 CH_3COOH 0,5 M θέλουμε να παρασκευάσουμε διάλυμα (A) 0,1 M σε CH_3COOH 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 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: $K_b \text{NH}_3 = 10^{-5}$ 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 ; ($\alpha_1 = 1$, $K_{a_2} = 1,3 \cdot 10^{-2}$)

α. H_2SO_4 β. HSO_4^- γ. SO_4^{2-} δ. H_3O^+

**** 74.** Να βρείτε την $[\text{H}_3\text{O}^+]$ σε διάλυμα που περιέχει
δύο ασθενή οξέα HA 0,05 M με $K_{a \text{ HA}} = 4 \cdot 10^{-5}$ και
HB 0,1 M με $K_{a \text{ HB}} = 10^{-5}$.

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

- ** 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 και $K_w = 10^{-14}$;
- β. Ποιο από τα δύο οξέα HA και HB είναι ισχυρότερο;

α. $K_a = 0,05$, β. 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.

- 77.** Ποια από τα παρακάτω διαλύματα είναι ρυθμιστικά;
- α. HCN 0,1 M - NaCN 0,2 M
 - β. NH₃ 0,1 M - NH₄Cl 0,3 M
 - γ. NH₄Cl 0,1 M - HCl 0,2 M
 - δ. H₂S 0,1 M - NaHS 0,1 M
 - ε. CH₃COONa 0,2 M - NaOH 0,1 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; ($K_a = 2 \cdot 10^{-5}$)

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 A προσθέτουμε 0,003 mol NaOH και παίρνουμε διάλυμα Γ. Ποιο είναι το pH του Γ;
- δ. Σε 2 L του A 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^- .
 - 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 $\text{pH} = 5$; Δίνεται: $K_a \text{CH}_3\text{COOH} = 10^{-5}$.

4:1

- * **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 πηλίκιο $[\text{HA}] / [\text{A}^-]$ είναι μεγαλύτερο του 10, το χρώμα του διαλύματος είναι κόκκινο, ενώ όταν $[\text{HA}] / [\text{A}^-]$ 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. $\text{pH} < 4,6$, 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 CH_3COOH 0,01 M,
δ. διάλυμα CH_3COONa 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 CH_3COOH 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

* **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 $K_{\text{S}} \text{AgCl} > K_{\text{S}} \text{Ag}_2\text{CO}_3$, 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
AgCl: 10^{-5} M	$4 \cdot 10^{-12}$
Mg(OH) ₂ : 10^{-4} M	10^{-10}
Fe(OH) ₂ : 10^{-5} M	$2,7 \cdot 10^{-31}$
Al(OH) ₃ : 10^{-8} M	$4 \cdot 10^{-15}$

- 93.** Σε 1 L κορεσμένου διαλύματος BaSO₄ περιέχονται 0,00256 g διαλυμένου BaSO₄. Να υπολογίσετε το γινόμενο διαλυτότητας του BaSO₄.

Δίνεται $M_r \text{ BaSO}_4 = 233$.

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

- 94.** Πόσα γραμμάρια CaF₂ μπορούμε να διαλύσουμε σε 100 L H₂O; Για το CaF₂: Δίνονται $K_S \text{ CaF}_2 = 4 \cdot 10^{-12}$ 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 $K_{S AgCl} = 10^{-10}$ ή ο Ag_2CrO_4 με $K_{S Ag_2CrO_4} = 4 \cdot 10^{-12}$;



- 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: $K_{S CaF_2} = 4 \cdot 10^{-12}$ 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 διαλυτότητάς 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 $K_s AgCl = 10^{-10}$.

$$20000 \text{ L}$$

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

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

- * **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 $Mg(OH)_2$; Δίνονται: $K_{a HF} = 10^{-4}$, $K_w = 10^{-14}$ και $K_{s Mg(OH)_2} = 9 \cdot 10^{-12}$.

0,36 M

- * **103.** Αναμειγνύονται 200 mL διαλύματος $Ca(NO_3)_2$ 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 $K_{s CaF_2} = 10^{-12}$.

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

- * **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: $K_{\text{S}} \text{BaSO}_4 = 10^{-9}$.

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

- ** **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 $\text{pH} = 8$. Να βρείτε την τιμή K_{S} του MOH .

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

- ** **107.** α. Σε 3 L διαλύματος $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 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 ;
β. Σε 3 L διαλύματος $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,04 M προσθέτουμε 3 L διαλύματος NaCl 10^{-3} M. Θα σχηματιστεί ίζημα PbCl_2 ;

$$\alpha. 10^{-6}, \beta. \text{όχι}$$

ζ. Γενικά προβλήματα

- * **108.** Σε ένα υδατικό διάλυμα βρέθηκε ότι $[\text{OH}^-] = 10^6 [\text{H}_3\text{O}^+]$. Να εξηγήσετε ποιες από τις παρακάτω προτάσεις είναι σωστές και ποιες λανθασμένες.
- 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 HA .

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 Mg(OH)₂. Δίνεται $K_S \text{Mg(OH)}_2 = 10^{-11}$.

β. $K_a = 10^{-7}$, γ. 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, α = 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

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 αναμίξουμε 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 Μ. Δίνονται $K_b \text{NH}_3 = 10^{-5}$ και $K_w = 10^{-14}$. 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 Μ 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 ΒΟΗ 0,01 Μ στους 25 °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 ΒCl και το pH του διαλύματος που προκύπτει είναι μικρότερο από το pH του αρχικού διαλύματος.
 - δ. Εξουδετερώνουμε πλήρως το διάλυμα με ΗCl, οπότε προκύπτει τελικά διάλυμα με $\text{pH} = 7$.

- ** **114.** Πόσα mol NaOH πρέπει να προσθέσουμε σε 2 L ρυθμιστικού διαλύματος ΗΑ 1 Μ και NaΑ 1 Μ, 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 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. $\text{pH} = 9$, $\text{pH} = 0$, $\text{pH} = 4$

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 $\text{R}'\text{COONa}$ $0,1 \text{ M}$. Ποια από τις ακόλουθες προτάσεις είναι σωστή;
- α. Και τα δύο διαλύματα έχουν $\text{pH} < 7$.
 - 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 $0,1 \text{ M}$: (Α) NaCl , (Β) NaOH , (Γ) HCOOH , (Δ) HCOONa , (Ε) 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 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.

Δίνεται $K_a \text{HCOOH} = 10^{-4}$.

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 «ογκομετρεί» λίγα mL ενός αγνώστου μονοπρωτικού οξέος HA με διάλυμα NaOH άγνωστης συγκέντρωσης. Όταν προσθέτει 5 mL διαλύματος NaOH προκύπτει διάλυμα με 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).

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

- ** 122.** Διαθέτουμε τρία διαλύματα Δ_1 , Δ_2 και Δ_3 τριών μονοβασικών οξέων HA, HB και HG.
- 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
pH αρχικού διαλύματος	4	3	3
V_{NaOH} που χρειάστηκε	1 mL	16 mL	1 mL
pH αραιωμένου διαλύματος	5	4	5

β. Αραιώνουμε τα αρχικά διαλύματα των οξέων με προσθήκη νερού, ώστε ο όγκος του να εκατονταπλασιαστεί. Το pH 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 αραιώση).

δ. Να υπολογίσετε την K_a ενός από τα δύο ασθενή οξέα.

$$\alpha. \text{H}\Gamma, \beta. \alpha_{\text{H}\Gamma} = 1, \gamma. 10^{-3} \text{ M}, 10^{-2} \text{ M}, \\ 1,6 \cdot 10^{-2} \text{ M}, 10^{-3} \text{ M} \quad \delta. K_{\text{HA}} = \frac{10^{-4}}{9} .$$

**** 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 μέχρι 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. Δίνεται $K_{\text{s}} \text{Mg}(\text{OH})_2 = 10^{-11}$.

α. 0,28 L, β. $\text{pH} = 8,5$,

γ. $3 \cdot 10^{-2}$ mol

**** 124.** Σε 1 L κορεσμένου διαλύματος σε AgCl και Ag_2CrO_4 έχουμε τις συγκεντρώσεις ισορροπίας:
 $[\text{Ag}^+] = 10^{-4}$ M, $[\text{Cl}^-] = 10^{-6}$ M,
 $[\text{CrO}_4^{2-}] = 8 \cdot 10^{-4}$ M.

- α. Να υπολογίσετε τις τιμές των K_S του AgCl και του Ag_2CrO_4 .
- 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 $K_S \text{AgCl} = 10^{-10}$ 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. $99 \cdot 10^{-5}$ 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 3ου ΤΟΜΟΥ

5	ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ ΚΑΙ ΙΟΝΤΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ	
5.1	Οξέα - Βάσεις.....	11
5.2	Ιοντισμός οξέων - βάσεων	25
5.3	Ιοντισμός οξέων - βάσεων και νερού - pH	38
5.4	Επίδραση κοινού ιόντος.....	72
5.5	Ρυθμιστικά διαλύματα.....	81
5.6	Δείκτες - ογκομέτρηση.....	97
5.7	Γινόμενο διαλυτότητας	123
	Γνωρίζεις ότι: «Ρυθμιστικά διαλύματα στο αίμα μας»	142
	Ανακεφαλαίωση - Λέξεις κλειδιά	148
	Ερωτήσεις - Ασκήσεις - Προβλήματα	154

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.