

Τ.Ε.Ι ΑΘΗΝΑΣ

ΣΧΟΛΗ ΤΕΧΝΟΛΟΓΙΚΩΝ ΕΦΑΡΜΟΓΩΝ

ΤΜΗΜΑ ΦΥΣΙΚΗΣ-ΧΗΜΕΙΑΣ ΚΑΙ ΤΕΧΝΟΛΟΓΙΑΣ ΥΛΙΚΩΝ

ΕΡΓ. ΑΣΚΗΣΗ 4 : "ΜΕΤΡΗΣΗ ΡΗ ΔΙΑΛΥΜΑΤΩΝ"

Επιμέλεια : Χ. ΜΗΝΑΔΑΚΗΣ

1. Εισαγωγή

Ακόμη και το νερό που έχει υποστεί επανειλημμένες αποστάξεις κατά τις οποίες έχει λάβει χώρα πλήρης απομάκρυνση των διαφόρων προσμίξεων π.χ. αλάτων, παρουσιάζει μία αγωγιμότητα εξαιρετικά μικρή. Αυτό οδηγεί στο συμπέρασμα ότι υπάρχουν φορτισμένοι φορείς του ρεύματος.

Οι φορείς αυτοί του ρεύματος οφείλονται στην διάσπαση μορίων του νερού σε εξαιρετικά μικρό ποσοστό σε ιόντα



Το γινόμενο των συγκεντρώσεων των ιόντων αυτών εκφρασμένων σε g-ιον/1 είναι μία σταθερά για ωρισμένη θερμοκρασία. Στους 22 °C π.χ είναι ίση με 10^{-14}

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \quad (22 \text{ }^\circ\text{C}) \quad (2)$$

Η εξάρτηση της σταθεράς K_w από την θερμοκρασία φαίνεται στον Πίνακα 1.

ΠΙΝΑΚΑΣ 1

Θ/°C	10	20	30	40	50
$10^{14}K_w$	0,36	0,86	1,89	3,8	5,6
pK _w	14,4	14,1	13,7	13,4	13,2

Όπως είναι προφανές στο καθαρό νερό η συγκέντρωση ιόντων H^+ είναι ίση με την συγκέντρωση ιόντων OH^- . Εξάγεται με απλό υπολογισμό επομένως ότι

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ g-ion/l} \quad (\theta = 22 \text{ }^\circ\text{C})$$

Το καθαρό νερό ή διάλυμα στο οποίο ισχύει η παραπάνω ισότητα χαρακτηρίζεται σαν ουδέτερο.

Στην περίπτωση διαλύματος που περιέχει διαλυμένο οξύ, η συγκέντρωση ιόντων H^+ είναι μεγαλύτερη από αυτή των ιόντων OH^- και το διάλυμα χαρακτηρίζεται όξινο.

$$[H^+] > [OH^-], [H^+] > 10^{-7}, \text{ όξινο διάλυμα.}$$

Για παράδειγμα σε διάλυμα HCl $0,1M$ η $[H^+] = 10^{-1}$ και η $[OH^-] = 10^{-13}$.

Σε διάλυμα που περιέχει διαλυμένη βάση η συγκέντρωση ιόντων H^+ είναι μικρότερη από αυτή των ιόντων OH^- και το διάλυμα χαρακτηρίζεται βασικό (ή αλκαλικό).

$$[H^+] < [OH^-], [H^+] < 10^{-7}, \text{ βασικό διάλυμα.}$$

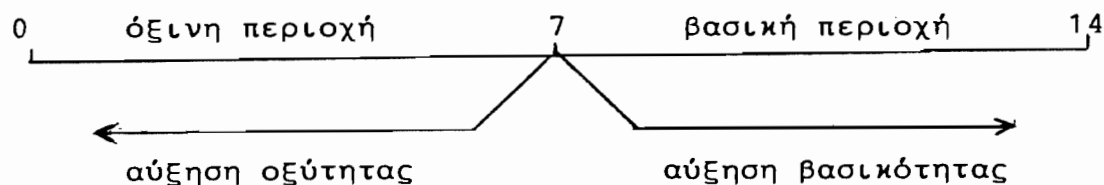
Για παράδειγμα σε διάλυμα $NaOH$ $0,1M$ η $[H^+] = 10^{-13}$ και η $[OH^-] = 10^{-1}$.

Αξίζει να σημειωθεί στο σημείο αυτό ότι ανεξάρτητα αν το διάλυμα είναι όξινο, βασικό ή ουδέτερο, ισχύει πάντοτε για υδατικό διάλυμα η σχέση (2).

Όπως είναι δυνατόν να παρατηρηθεί, η συγκέντρωση ιόντων H^+ ή OH^- κατά κανόνα είναι αριθμός που περιέχει εκθετικό μέρος. Οι πράξεις του είδους αυτού απλοποιούνται σημαντικά αν αντί των συγκεντρώσεων χρησιμοποιηθεί ο αρνητικός δεκαδικός λογάριθμος αυτών (Sørensen).

$$pH = -\log[H^+] \quad , \quad pOH = -\log[OH^-]$$

Με βάση τις παραπάνω σχέσεις ορίζεται κλίμακα pH με τιμές από 0 μέχρι 14 .



Επομένως διάλυμα με συγκέντρωση ιόντων H^+

$[H^+] = 10^{-1}$ έχει $pH = 1$ και χαρακτηρίζεται όξινο

$[H^+] = 10^{-13}$ έχει $pH = 13$ και χαρακτηρίζεται βασικό

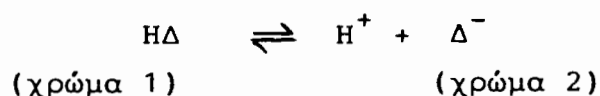
$[H^+] = 10^{-7}$ έχει $pH = 7$ και χαρακτηρίζεται ουδέτερο.

2. Μέτρηση pH διαλύματος

2.1. Δείκτες

Οι δείκτες είναι ασθενή οργανικά οξέα ή βάσεις των οποίων το χρώμα μεταβάλλεται ανάλογα με το pH του διαλύματος .

Σε διάλυμα δείκτη τύπου ασθενούς οξέος , που μπορεί να συμβολιστεί σαν HA , αποκαθίσταται η ισορροπία



δηλαδή η αδιάστατη μορφή HA έχει διαφορετικό χρώμα από την μορφή A^- που προκύπτει από την διάσταση του δείκτη . Ανάλογα με το ποιά μορφή υπερισχύει στο διάλυμα (δηλαδή βρίσκεται σε υψηλότερη συγκέντρωση) χρωματίζεται και η μάζα του διαλύματος.

Η σταθερά ισορροπίας για την διάσταση του δείκτη K_{HA} είναι

$$K_{HA} = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad (3)$$

Από την σχέση (3) εύκολα εξάγεται με λογαρίθμηση η σχέση

$$pH = pK_{H\Delta} - \log \frac{[H\Delta]}{[\Delta^-]} \quad (4)$$

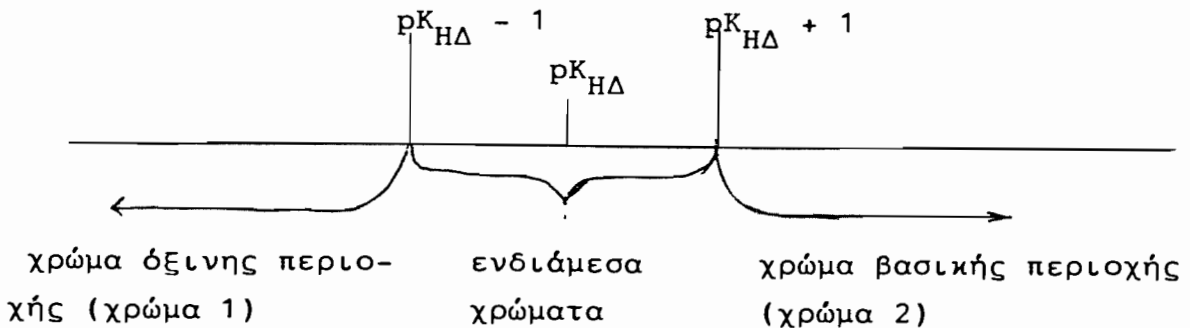
Από την τελευταία σχέση είναι προφανές ότι η αναλογία των συγκεντρώσεων $[H\Delta]/[\Delta^-]$ εξαρτάται από το pH του διαλύματος . Στο σημείο αυτό πρέπει να σημειωθεί ότι το ανθρώπινο μάτι κατά κανόνα έχει την αντίληψη ότι υπερिशύει το χρώμα 1 χωρίς το παραμικρό ίχνος από το χρώμα 2 του δείκτη όταν $[H\Delta]/[\Delta^-] = 10/1$. Αν η τιμή αυτή εφαρμοστεί στην σχέση (4) δίνει

$$pH = pK_{H\Delta} - 1$$

Το αντίστροφο , δηλαδή η αντίληψη ότι υπερिशύει το χρώμα 2 χωρίς το παραμικρό ίχνος από το χρώμα 1 , γίνεται όταν $[H\Delta]/[\Delta^-] = 1/10$. Εφαρμόζοντας αυτή την τιμή στην (4) παίρνουμε

$$pH = pK_{H\Delta} + 1$$

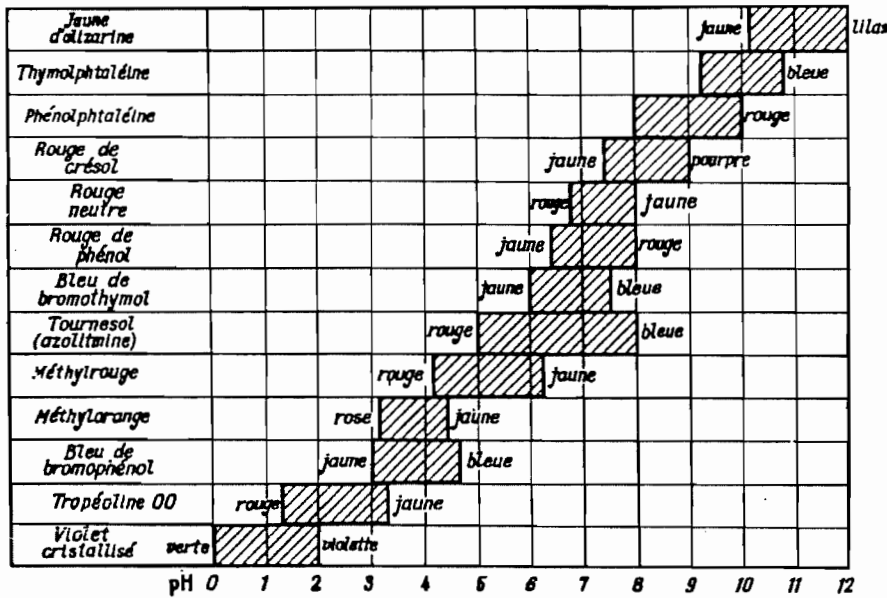
Άρα όταν το pH του διαλύματος είναι $pH \leq pK_{H\Delta} - 1$ θα υπερिशύει το χρώμα 1 , ενώ εάν το pH του διαλύματος είναι $pH \geq pK_{H\Delta} + 1$ θα υπερिशύει το χρώμα 2 . Στην ενδιάμεση περιοχή από $pK_{H\Delta} - 1$ μέχρι $pK_{H\Delta} + 1$ ο δείκτης παίρνει χρώματα ενδιάμεσα του χρώματος 1 και του χρώματος 2 . Σχηματικά μπορούμε να το δούμε ως εξής



Η περιοχή τιμών pH από $pK_{H\Delta} - 1$ μέχρι $pK_{H\Delta} + 1$ ονομάζεται περιοχή μετάπτωσης του δείκτη . Για παράδειγμα η περιοχή μετάπτωσης της φαινολοφθαλεΐνης είναι από 8 μέχρι 10 . Όταν σε διάλυμα που έχει $pH \leq 8$ στάξουμε 1-2 σταγόνες διαλύματος δείκτη το διάλυμα παραμένει άχρωμο (χρώμα 1 = άχρωμο) . Εάν σε διάλυμα που έχει $pH \geq 10$ στάξουμε σταγόνες του ίδιου δείκτη , ο τελευταίος

χρωματίζεται κόκκινος (χρώμα 2 = κόκκινο) και μαζί και το διάλυμα .

Στον Πίνακα 2 δείχνονται οι περιοχές μετάπτωσης των κυριότερων δεικτών pH ενώ στο Σχήμα 1 δείχνονται διαγραμματικά οι περιοχές μετάπτωσης και η απόχρωση των κύριων δεικτών pH .



Σχ.1 Περιοχές μετάπτωσης και χρώματα όξινης και βασικής περιοχής δεικτών pH .

Όπως όμως συμπεραίνεται εύκολα από τα παραπάνω δεν αρκεί για την μέτρηση του pH διαλύματος ένας μόνο δείκτης , αλλά επανειλημμένες δοκιμές με πολλούς δείκτες .

Άλλη μέθοδος μέτρησης του pH διαλύματος είναι με την χρήση ταινίας pH Universal που διατίθεται στο εμπόριο με μορφή χάρτινης ταινίας και καλύπτει την περιοχή τιμών pH 0-14 .

Οι χάρτινες αυτές ταινίες κατασκευάζονται με εμφότιση σε μίγμα πολλών δεικτών και στην συνέχεια ξήρανση . Εμφότιση μικρού τμήματος της ταινίας αυτής σε διάλυμα οδηγεί σε χρωματισμό της τελευταίας με ωρισμένο χρώμα . Το χρώμα αυτό συγκρίνεται με πρότυπο χρωματολόγιο που προμηθεύει ο κατασκευαστής και δείχνει το χρώμα που αποκτά η ταινία στις διάφορες τιμές pH .

Η ακρίβεια μέτρησης του pH με χρήση ταινιών Universal είναι

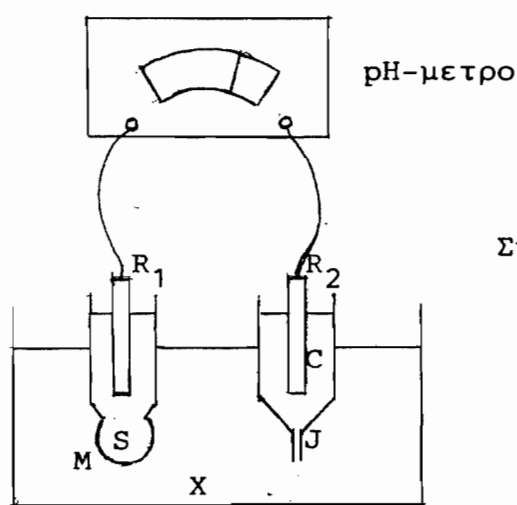
ΠΙΝΑΚΑΣ: 2

Δείκτης	Διαλύτης	Περιεκτικότητα (% κ.ό.)	Χρώμα		Περιοχή μετέπιψης δείκτη
			όξινης μορφής	βασικής μορφής	
Κρυσταλλικό ιώδες (Violet cristallisé)	νερό	—	ερμάτινο	ιώδες	1,0-2,0
Μπλε βρωμοφαινόλης (Bleu de bromophenol)	νερό	0,1	κίτρινο	μπλε-ιώδες	3,0-4,6
Ηλιανθίνη (Méthylorange)	νερό	0,1	ροζ	κίτρινο	3,1-4,4
Κόκκινο μεθυλίου (Méthylrouge)	αλκοόλη 60%	0,1	κόκκινο	κίτρινο	4,2-6,2
Βάμμα ηλιοτροπίου (Tournesol)	νερό	1	κόκκινο	μπλε	5,0-8,0
Μπλε βρωμοθυμόλης (Bleu de bromothymol)	αλκοόλη 20%	0,05	κίτρινο	μπλε	6,0-7,6
Κόκκινο φαινόλης (Rouge de phénol)	αλκοόλη 20%	0,1	κίτρινο	κόκκινο	6,4-8,0
Κόκκινο ουδέτερο (Rouge neutre)	αλκοόλη 60%	0,1	κόκκινο	κίτρινο	6,8-8,0
Κόκκινο κρεζόλης (Rouge de crésol)	αλκοόλη 20%	0,05	κίτρινο	πορφυρό	7,4-9,0
Φαινολφθαλεΐνη (Phénolphthaléine)	αλκοόλη 60%	0,1 και 1	έχρωμο	κόκκινο	8,0-10,0
Θυμοφθαλεΐνη (Thymolphthaléine)	αλκοόλη 60%	0,1	έχρωμο	μπλε	9,3-10,5
Κίτρινο αλιζαρίνης (Jaune d'alizarine)	νερό	0,1	κίτρινο	ιώδες	10,1-12,0

$\pm 0,5$ μονάδες pH . Επίσης ωρισμένες κατασκευαστικές εταιρίες προσφέρουν και χάρτινες ταινίες μέτρησης pH που καλύπτουν στενότερες περιοχές τιμών , αυξάνοντας με τον τρόπο αυτό και την ακρίβεια των μετρήσεων .

2.2. Ηλεκτρομετρική μέθοδος (pH-μετρο)

Κατά την μέθοδο αυτή χρησιμοποιείται ηλεκτροχημικό στοιχείο όπως αυτό του Σχήματος 2 .

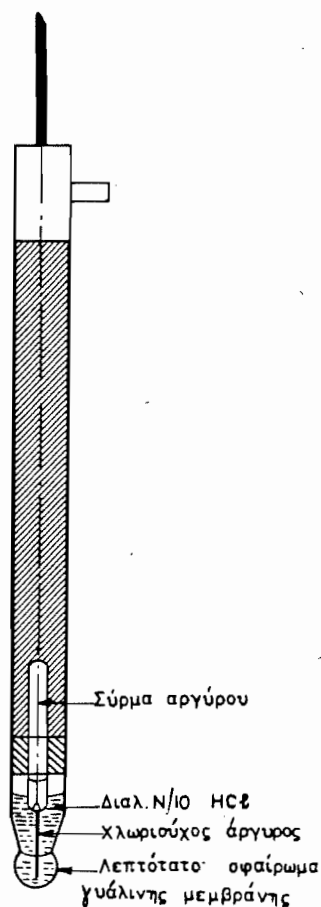


Σχ. 2. Ηλεκτρομετρική διάταξη μέτρησης pH .

Το στοιχείο αποτελείται από δύο ηλεκτρόδια βυθισμένα στο διάλυμα X του οποίου το pH ζητείται να προσδιοριστεί και συνδέονται με ειδική συσκευή μέτρησης (pH-μετρο) . Το μετρούμενο δυναμικό είναι συνάρτηση της συγκέντρωσης ιόντων H^+ στο διάλυμα.

Το ενδεικτικό ηλεκτρόδιο υάλου συνίσταται από εσωτερικό ηλεκτρόδιο R_1 μόνιμα βυθισμένο σε διάλυμα S σταθερής συγκέντρωσης ιόντων H^+ . Η διαφορά δυναμικού που αναπτύσσεται μεταξύ R_1 και S είναι σταθερή υπό οποιεσδήποτε συνθήκες του στοιχείου. Το διάλυμα S περιέχεται σε λεπτή μεμβράνη M από ειδικό γυαλί. Όταν το ηλεκτρόδιο υάλου βυθίζεται σε διάλυμα αναπτύσσεται μία διαφορά δυναμικού στην γυάλινη μεμβράνη , το μέγεθος της οποίας είναι συνάρτηση της διαφοράς στην συγκέντρωση ιόντων H^+ στις δύο μεριές της μεμβράνης . Στο Σχήμα 3 παριστάνεται ένα ηλεκτρόδιο υάλου λεπτομερέστερα .

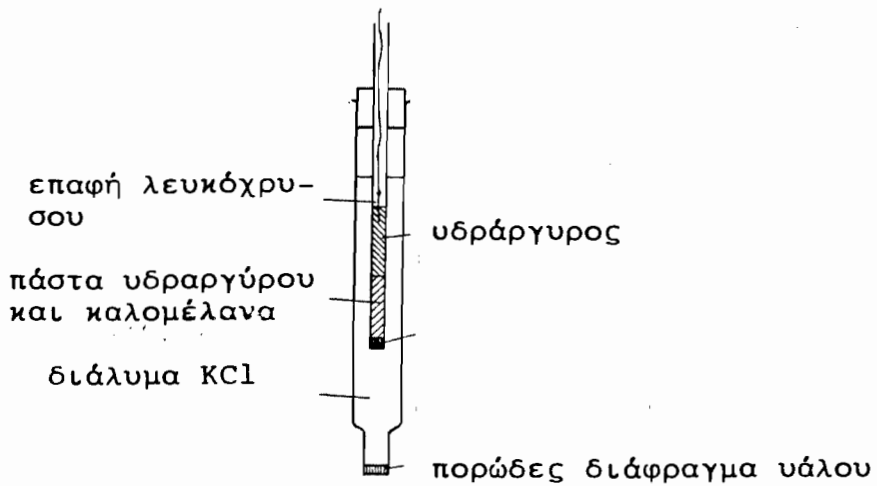
Σχ.3. Ηλεκτρόδιο υάλου.



Ο σκοπός του ηλεκτροδίου αναφοράς είναι να συμπληρώσει το ηλεκτροχημικό στοιχείο εφόσον για οποιαδήποτε συσκευή μέτρησης δυναμικού απαιτούνται δύο συνδέσεις . Αποτελείται από εσωτερικό ηλεκτρόδιο R_2 βυθισμένο σε διάλυμα C με σταθερή σύσταση (στην συνήθη περίπτωση ενός ηλεκτροδίου καλομέλανος αυτό είναι ένα διάλυμα KCl ωρισμένης συγκέντρωσης). Το δυναμικό που αναπτύσσεται μεταξύ R_2 και C είναι σταθερό . Η ηλεκτρολυτική σύνδεση ανάμεσα στο ηλεκτρόδιο αναφοράς και το προς μέτρηση διάλυμα X πραγματοποιείται μέσω μικρής τρύπας J στο κάτω μέρος του ηλεκτροδίου . Στο Σχήμα 4 δείχνεται ένα ηλεκτρόδιο καλομέλανος.

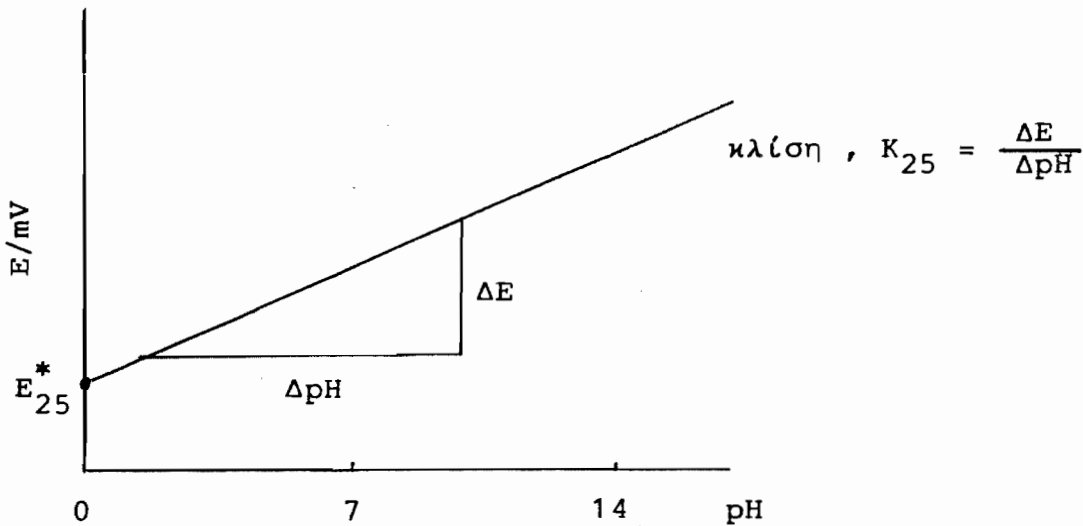
Η η.ε.δ. που αναπτύσσεται στα άκρα των δύο ηλεκτροδίων βρίσκεται ότι εξαρτάται από ένα αριθμό όρων που είναι σταθεροί, από το pH και την θερμοκρασία του διαλύματος X .

$$E_{στ} = E_{\theta}^* + K_{\theta} \text{ pH}$$



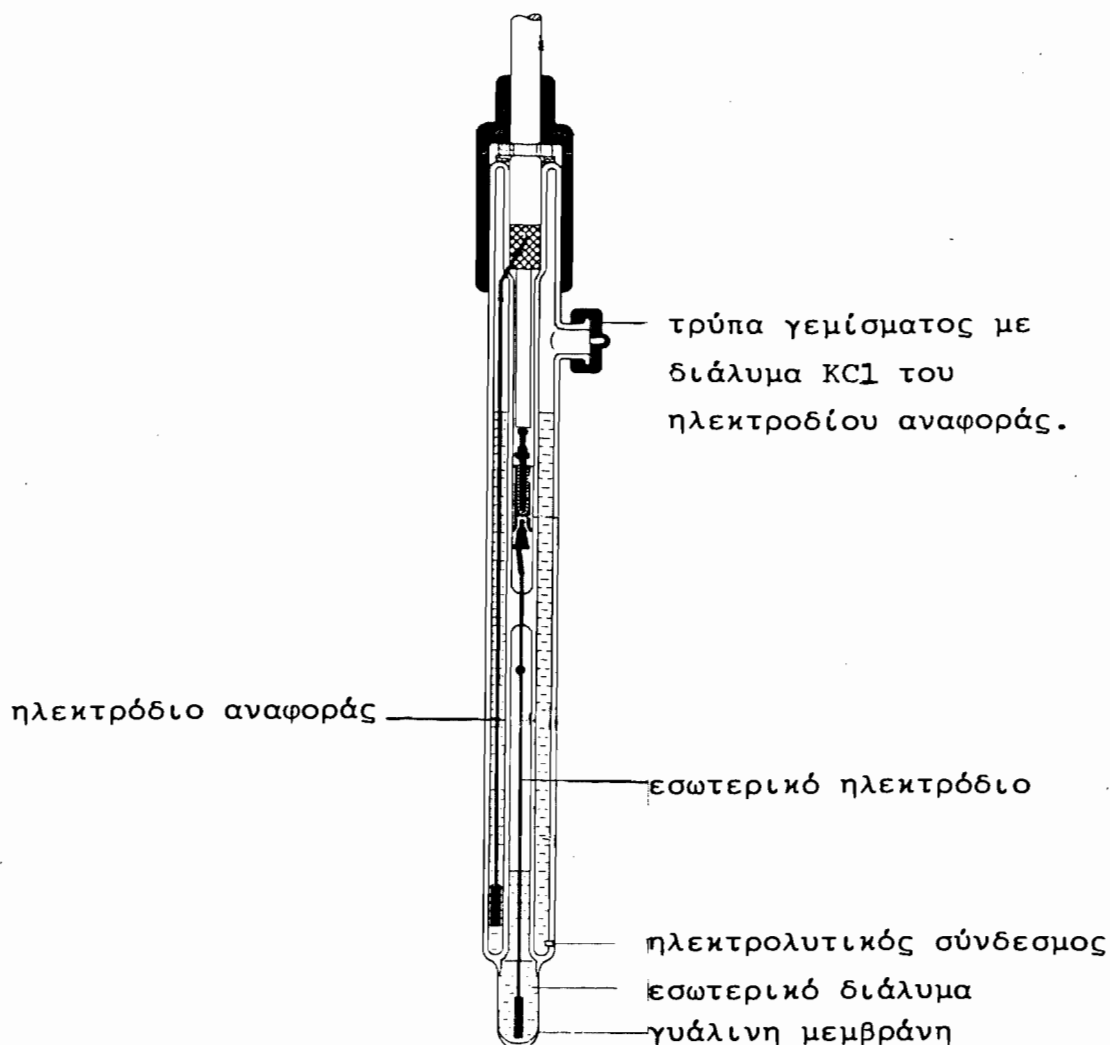
Σχ.4. Ηλεκτρόδιο καλομέλινα.

Πρόκειται δηλαδή για γραμμική σχέση και παριστάνεται στο Σχήμα 5 . Η K_{25} είναι η κλίση της ευθείας και εξαρτάται από την θερμοκρασία .



Σχ.5. Η η.ε.δ. του στοιχείου συναρτήσει του pH.

Η τιμή της κλίσης στους $25^\circ C$ είναι $0,0059 \text{ mV/pH}$. Το ηλεκτρόδιο αναφοράς είναι τεχνικά δυνατόν να ενσωματωθεί στο ηλεκτρόδιο υάλου οπότε προκύπτει το ονομαζόμενο συνδυασμένο ηλεκτρόδιο pH (combined) που παριστάνεται στο Σχ.6 . Ουσιαστικά ο εσωτερικός ομόκεντρος σωλήνας είναι το ηλεκτρόδιο υάλου που περιστοιχίζεται από άλλο σωλήνα που είναι το ηλεκτρόδιο αναφοράς .



Σχ.6. Συνδυασμένο ηλεκτρόδιο pH.

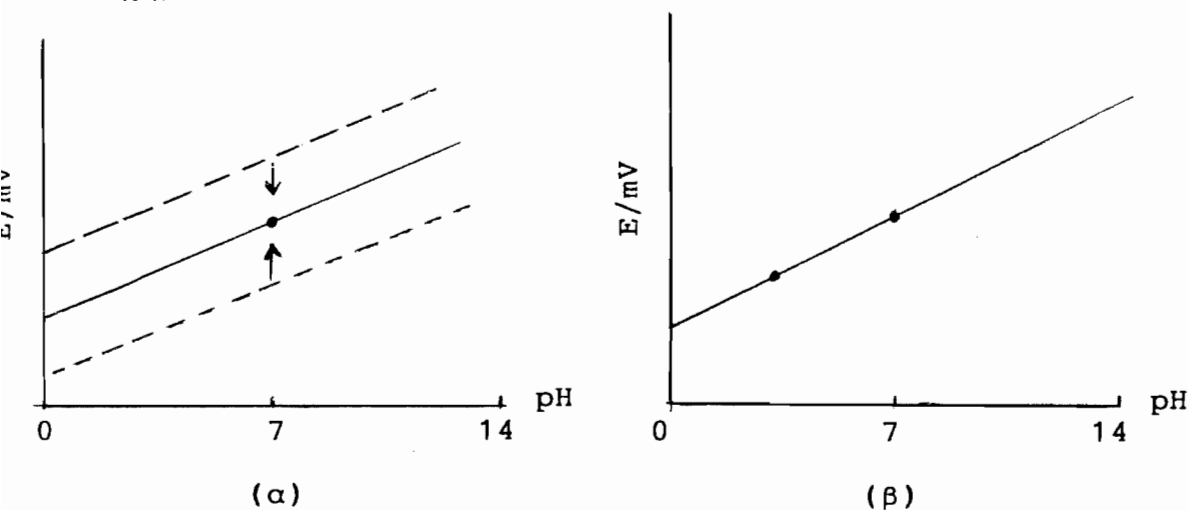
Η μέτρηση του pH του διαλύματος γίνεται με ειδική συσκευή που ονομάζεται pH-μετρο . Στην πραγματικότητα είναι ένα ηλεκτρονικό μιλλιβολτόμετρο που έχει την δυνατότητα να μετατρέπει εσωτερικά την τάση που αναπτύσσεται στα άκρα των δύο ηλεκτροδίων σε μονάδες pH που διαβάζονται στην οθόνη του οργάνου .

Για να γίνει δυνατή η απ' ευθείας ανάγνωση του pH του διαλύματος απαιτείται προηγούμενα βαθμολόγηση του pH-μέτρου. Αυτή περιλαμβάνει τα παρακάτω στάδια .

α) Αντιστάθμιση θερμοκρασίας . Γίνεται με τοποθέτηση του κουμπιού θερμοκρασίας στην θερμοκρασία που πρόκειται να εργασθούμε . Η θερμοκρασία αυτή μπορεί να βρεθεί με την βοήθεια θερμομέτρου που το βυθίζουμε στο διάλυμα . (Πρέπει βέβαια να εξασφαλίζεται ότι η θερμοκρασία τόσο του άγνωστου διαλύματος όσο και των ρυθμιστικών διαλυμάτων που χρησιμοποιούνται παρακάτω είναι ίδια.) .

β) Ρύθμιση μηδενός. Γίνεται με εμβάπτιση των δύο ηλεκτροδίων (ή του συνδυασμένου ηλεκτροδίου pH) σε ρυθμιστικό διάλυμα με pH 7 και ρύθμιση με το κουμπί Δ pH ώστε η ένδειξη στην οθόνη να δείχνει pH 7 . Η ρύθμιση αυτή αποδίδεται διαγραμματικά στο Σχήμα 7.

γ) Ρύθμιση κλίσης. Γίνεται με εμβάπτιση των δύο ηλεκτροδίων (ή του συνδυασμένου ηλεκτροδίου pH) σε ρυθμιστικό διάλυμα με pH 4 (για εργασία στην όξινη περιοχή ή σε ρυθμιστικό με pH 10 για εργασία στην βασική περιοχή) και ρύθμιση του κουμπιού κλίσης (slope ή mV/pH) ώστε η οθόνη να δείχνει την τιμή pH του ρυθμιστικού διαλύματος . Η ρύθμιση αυτή αποδίδεται διαγραμματικά στο Σχήμα 7 .



Σχ.7. α) Ρύθμιση μηδενός β) ρύθμιση κλίσης.

Μετά τις ρυθμίσεις αυτές η συσκευή είναι έτοιμη για χρήση, αρκεί για τον σκοπό αυτό να βυθιστεί το συνδυασμένο ηλεκτρόδιο pH και να διαβαστεί η τιμή pH του διαλύματος . Ας σημειωθεί στο σημείο αυτό ότι εφόσον οι ρυθμίσεις έχουν γίνει με την απαιτούμενη επιμέλεια είναι δυνατή η μέτρηση του pH διαλύματος με ακρίβεια $\pm 0,1$ μονάδας pH .

3. Ρυθμιστικά διαλύματα

Τα ρυθμιστικά διαλύματα έχουν την ικανότητα να παρουσιάζουν μικρή μεταβολή στο pH τους ακόμη και αν προστίθενται σε αυτά μικρές αλλά υπολογίσιμες ποσότητες ισχυρού οξέος ή ισχυρής βάσης ή όταν αραιώνονται .

Τα διαλύματα αυτά παίζουν σημαντικό ρόλο στην ζωή των

οργανισμών εξασφαλίζοντας π.χ. την σταθερότητα του pH του αίματος κ.λ.π.

Μία κατηγορία ρυθμιστικών διαλυμάτων είναι τα μίγματα ασθενών οξέων με άλατα των οξέων αυτών π.χ. CH_3COOH και CH_3COONa . Σε διάλυμα που περιέχει και τα δύο αυτά συστατικά ισχύει από την διάσταση του οξέος η σχέση

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Λόγω της μικρής διάστασης του CH_3COOH είναι δυνατόν να θεωρηθεί ότι $[\text{CH}_3\text{COOH}] \approx C_{\text{οξύ}}$. Επίσης η συγκέντρωση $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ προέρχεται από την διάσταση του άλατος του οξέος και μπορεί να θεωρηθεί ότι $[\text{CH}_3\text{COO}^-] \approx C_{\text{άλας}}$. Από την παραπάνω σχέση επομένως προκύπτει με λογαρίθμηση και αλλαγή των προσήμων

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{C_{\text{οξύ}}}{C_{\text{άλας}}}$$

Με βάση την παραπάνω εξίσωση είναι δυνατός κάθε φορά ο υπολογισμός του pH γνωρίζοντας την ποσότητα του οξέος ή της βάσης που προστίθεται σε ποσότητα ρυθμιστικού διαλύματος.

Μία άλλη κατηγορία ρυθμιστικών διαλυμάτων είναι τα μίγματα ασθενούς βάσης με άλας της ασθενούς βάσης π.χ. NH_3 και NH_4Cl . Αποδεικνύεται και στην περίπτωση αυτή με ανάλογο τρόπο ότι ισχύει παρόμοια σχέση.

$$\text{pH} = 14 - \text{p}K_b + \log \frac{C_{\text{βάση}}}{C_{\text{άλας}}}$$

4. Όργανα, υλικά, αντιδραστήρια.

Δοκιμαστικοί σωλήνες , στατώ δοκιμαστικών σωλήνων , σιφώνι πλήρωσεως των 10 ml , ελαστικό πουάρ , ποτήρια ζέσεως των 150 ml , ογκομετρική φιάλη 100 ml , pH-μετρο με συνδυασμένο ηλεκτρόδιο pH .

Δείκτες Universal pH 0-14 , δείκτες pH περιορισμένης περιοχής , λαβίδα .

Διαλύματα HCl 0,1M , NaOH 0,1M , CH₃COONa 0,1M , CH₃COOH 0,1M , ερυθρού του μεθυλίου και φαινολοφθαλείνης σε σταγονοδοκιμαστικά φιαλίδια .

5. Πειραματικό μέρος.

Πείραμα 1 : Μελέτη χρώματος δεικτών ανάλογα με το pH του διαλύματος

Σε δύο δοκιμαστικούς σωλήνες τοποθετούνται στον ένα διάλυμα HCl 0,1M και στον άλλο διάλυμα NaOH 0,1M μέχρι περίπου το ένα τρίτο. Στον κάθε σωλήνα στάζονται 2-3 σταγόνες διαλύματος δείκτη ερυθρού του μεθυλίου και καταγράφονται τα χρώματα που αναπτύσσονται. Το πείραμα επαναλαμβάνεται σε άλλους δοκιμαστικούς σωλήνες χρησιμοποιώντας τον δείκτη φαινολοφθαλείνη καθώς και άλλους δείκτες που θα υποδειχθούν από τον επιβλέποντα του εργαστηρίου.

Πείραμα 2 : Παρασκευή διαλυμάτων με αραίωση

Χρησιμοποιώντας σαν αρχικό ένα διάλυμα HCl 0,1M παρασκευάζονται με την τεχνική που αναφέρεται παρακάτω τα διαλύματα 0,01M και 0,001M HCl .

Με σιφώνι πλήρωσεως των 10 ml στο οποίο είναι προσαρμοσμένο ελαστικό πουάρ αναροφούνται 10 ml από το διάλυμα HCl 0,1M και μεταφέρονται σε ογκομετρική φιάλη των 100 ml . Προστίθεται απιονισμένο νερό μέχρι την χαραγή . Το νέο διάλυμα που βρίσκεται στην ογκομετρική φιάλη είναι HCl 0,01M . Ο τύπος που ισχύει για την αραίωση είναι

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

όπου C_1 , V_1 είναι η συγκέντρωση και ο όγκος αντίστοιχα του αρχικού διαλύματος και C_2 , V_2 η συγκέντρωση και ο όγκος του τελικού διαλύματος .

Το διάλυμα που παρασκευάστηκε τοποθετείται σε ποτήρι ζέσεως των 150 ml και κολλάται ετικέτα που δείχνει την συγκέντρωσή του . Η ογκομετρική φιάλη εκπλύνεται με νερό βρύσης έπειτα απιονισμένο νερό και είναι έτοιμη για επόμενη χρήση .

Με τον ίδιο τρόπο χρησιμοποιώντας αυτή την φορά σαν αρχικό το διάλυμα HCl 0,01M παρασκευάζεται το διάλυμα HCl 0,001M .

Στο τέλος του πειράματος αυτού πρέπει τα τρία διαλύματα HCl με συγκεντρώσεις 0,1M , 0,01M , και 0,001M να βρίσκονται σε τρία ποτήρια ζέσεως των 150 ml που θα φέρουν ετικέτα με την συγκέντρωσή τους και το pH τους θα μετρηθεί όπως περιγράφεται στα πειράματα 3α και 3β .

Πείραμα 3α : Μέτρηση του pH διαλυμάτων με ταινίες pH

Σε τέταρτο ποτήρι ζέσεως των 150 ml τοποθετούνται 50 ml διαλύματος CH_3COONa 0,1M (ή διάλυμα NH_4Cl 0,1M) με την βοήθεια ογκομετρικού κυλίνδρου .

Η μέτρηση του pH γίνεται με δείκτη Universal pH 0-14 . Η τεχνική έχει ως εξής : κόβεται μικρό τεμάχιο χάρτινης ταινίας μήκους 1 cm περίπου και συγκρατείται με την βοήθεια λαβίδας. Βυθίζεται στο διάλυμα και μετά παραμονή 1 δευτερολέπτου εξάγεται και συγκρίνεται το χρώμα του με βάση το πρότυπο χρωματολόγιο που υπάρχει πάνω στο κουτί του δείκτη . Καταγράφεται η τιμή pH .

Ακριβέστερη τιμή pH μπορεί να προσδιοριστεί με την βοήθεια ταινιών pH που καλύπτουν πιο περιορισμένη περιοχή π.χ. εάν η μετρούμενη τιμή pH είναι 4 , μπορεί να χρησιμοποιηθεί ταινία pH που καλύπτει την περιοχή 3 έως 5 .

Σε όλες τις μετρήσεις γίνεται προσδιορισμός του pH αρχικά με ταινία Universal έπειτα με ταινία περιορισμένης περιοχής pH για επίτευξη ακριβέστερου αποτελέσματος .

Όλα τα διαλύματα φυλάσσονται για να χρησιμοποιηθούν στο πείραμα 3β.

Πείραμα 3β : Μέτρηση με το pH-μετρο

Πριν από σειρά μετρήσεων πρέπει να έχει προηγηθεί βαθμολόγηση της συσκευής όπως αυτή περιγράφεται στην παράγραφο 2.2. Η βαθμολόγηση γίνεται παρουσία του επιβλέποντος . Μετά την βαθμολόγηση αρκεί να βυθιστεί το συνδυασμένο ηλεκτρόδιο pH στο διάλυμα και να διαβαστεί η τιμή pH στην οθόνη . Στο σημείο αυτό πρέπει να σημειωθεί ότι η γυάλινη μεμβράνη είναι εύθραυστη και όλοι οι χειρισμοί πρέπει να γίνονται με προσοχή . Μετά την συμπλήρωση των μετρήσεων εκπλύνεται το ηλεκτρόδιο pH με απιονισμένο νερό και αφήνεται βυθισμένο σε ποτήρι ζέσεως με απιονισμένο νερό .

Πείραμα 4 : Μελέτη ρυθμιστικού διαλύματος

Σε ποτήρι ζέσεως των 150 ml τοποθετούνται 25 ml διαλύματος CH_3COOH 0,1M και προστίθενται 35 ml διαλύματος CH_3COONa 0,1M με την βοήθεια ογκομετρικού κυλίνδρου . Βρίσκεται το pH του διαλύματος υπολογιστικά . Στην συνέχεια μετράται με το pH-μετρο .

Το διάλυμα έπειτα διαιρείται σε τρία ίσα μέρη και τοποθετείται σε τρεις καθαρούς δοκιμαστικούς σωλήνες . Στον πρώτο προστίθενται 2 ml HCl 0,1M (με αριθμημένο σιφώνι και ελαστικό πουάρ) στον δεύτερο 2 ml NaOH 0,1M και στον τρίτο γίνεται αραίωση με απιονισμένο νερό 1:1 .

Σε όλα τα πειράματα υπολογίζεται το pH και στην συνέχεια γίνεται μέτρηση με το pH-μετρο . Γίνεται σύγκριση ανάμεσα στις υπολογιζόμενες και στις μετρούμενες τιμές .

6. Έκθεση εργασίας

Στην έκθεση εργασίας θα πρέπει να αναφέρονται μεταξύ άλλων και τα εξής

ΘΕΩΡΗΤΙΚΟ ΜΕΡΟΣ

θα πρέπει να αναπτύσσονται σύντομα α) ο ορισμός του pH και η κλίμακα pH β) δείκτες και περιοχή μετάπτωσης τους γ) οι τρόποι μέτρησης pH δ) βαθμολόγηση του pH-μετρου .

ΜΕΤΡΗΣΕΙΣ-ΑΠΟΤΕΛΕΣΜΑΤΑ

Οι μετρήσεις θα πρέπει να εμφανίζονται ως εξής

Πείραμα 1

	HCl 0,1M	NaOH 0,1M
Ερυθρό του μεθυλίου	χρώμα	χρώμα
Φαινολοφθαλείνη	"	"
Άλλος δείκτης	"	"

Πείραμα 3

	pH(ταινία)	pH-μετρο
HCl 0,1M	x,x	x,x
HCl 0,01M	"	"
HCl 0,001M	"	"
CH ₃ COONa 0,1M	"	"

Πείραμα 5

	pH(υπολ)	pH(πειρ)
25 ml CH ₃ COOH 0,1M + 35 ml CH ₃ COONa 0,1M } 20 ml ρυθμ. διάλυμα } + 2 ml HCl 0,1M } 20 ml ρυθμ. διάλυμα } + 2 ml NaOH 0,1M } 20 ml διάλυμα } αραίωση 1:1 }	x,x " " "	x,x " " "

Η έκθεση εργασίας συμπληρώνεται με σχόλια και παρατηρήσεις όπου απαιτείται .

7. Βιβλιογραφία

1. Prospect Ingold, *Electrode Catalogue*, edition ELE-6-CH, Dr. W. Ingold AG, Industrie Nord, CH-8902 Udorf, Switzerland, 1985.

2. Alexéev, V., *Analyse Qualitative*, 3 ème édition, Mir 1975, chap. II.

3. Page, J.A., Robinson, E.A. and Brereton, M.E., *Chemistry : Principles and Experiments*, Holt, Rinehart and Winston, Inc., New York 1969, exp. 16 and 17.

4. Pecsok, R.L., Shields, L.D., Cairns, T. και Mc William, I.G., *Σύγχρονες Μέθοδοι στην Χημική Ανάλυση*, 2η έκδοση, Πνευματικός, Γ.Α. (Εκδότης), Αθήνα 1980, κεφ. 18.