

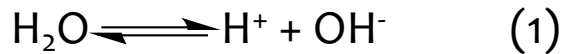
2^η Εργαστηριακή άσκηση : Δείκτες - pH Δ/των

Το νερό παρουσιάζει μία αγωγιμότητα εξαιρετικά μικρή, άρα υπάρχουν φορείς του ρεύματος .

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



ή απλούστερα αν αγνοήσουμε την ενυδάτωση των ιόντων H^+

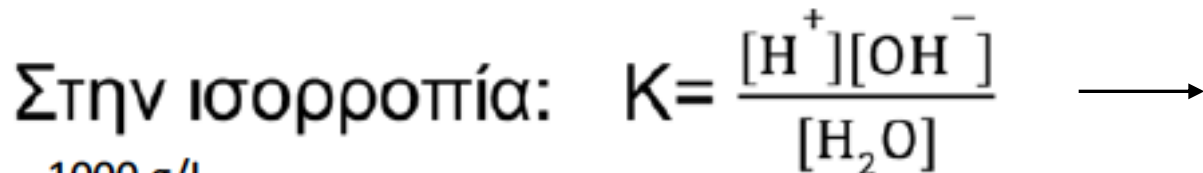
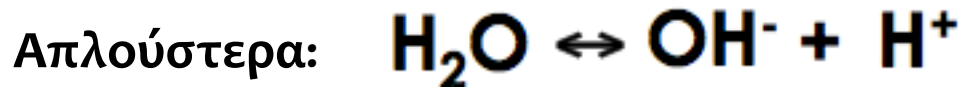
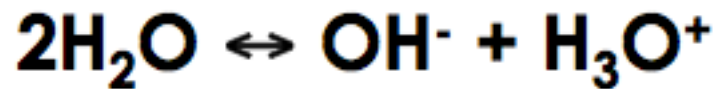
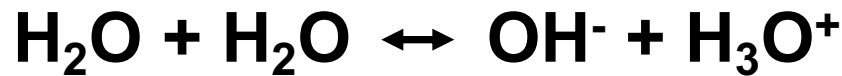


Το γινόμενο των συγκεντρώσεων των ιόντων αυτών εκφρασμένων σε **mol/L** είναι μία σταθερά για ορισμένη θερμοκρασία. Στους 22 ° C π.χ. είναι ίση με 10^{-14} .

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \quad (2) \quad \text{και} \quad [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

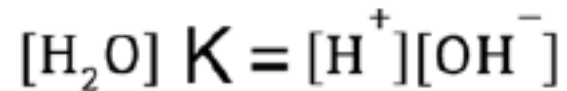
Η τιμή της K_w αυξάνεται όσο αυξάνεται η θερμοκρασία.

Αυτοϊοντισμός του Νερού



$$[\text{H}_2\text{O}] = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{V} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{18 \cdot V} = \frac{1000 \text{ g/L}}{18 \text{ g/mol}} \approx 55,5 \text{ M}$$

Η συγκέντρωση του νερού θεωρείται σταθερή και ίση με 55,5M



Σταθερά ισορροπίας
αυτοϊοντισμού του νερού

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ M}^2$$

Οι συγκεντρώσεις OH^- και H^+ είναι ίσες στο καθαρό νερό, οπότε

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Η τιμή της K_w αυξάνεται όσο αυξάνεται η θερμοκρασία !!!!

Πίνακας 1. Εξάρτηση της σταθεράς K_w από την θερμοκρασία

$\theta/ ^\circ\text{C}$	10	20	30	40
$K_w 10^{14}$	0,36	0,86	1,89	3,8
$\text{p}K_w$	14,4	14,1	13,7	13,4

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

Σε οποιοδήποτε αραιό υδατικό διάλυμα οι συγκεντρώσεις των H_3O^+ και των OH^- μεταβάλλονται έτσι ώστε το γινόμενο τους (K_w) να είναι ίσο με 10^{-14} στους 25°C . Με την αύξηση της θερμοκρασίας η τιμή της K_w αυξάνεται.

Οι συγκεντρώσεις OH^- και H^+ είναι ίσες στο καθαρό νερό, οπότε

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$$

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**.

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

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

Σε διάλυμα που περιέχει διαλυμένη βάση η συγκέντρωση ιόντων $[\text{H}^+]$ είναι μικρότερη από αυτή των ιόντων $[\text{OH}^-]$ και το διάλυμα χαρακτηρίζεται **βασικό ή (αλκαλικό)**.

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

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

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

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

Relationship Between $[\text{H}_3\text{O}^+]$ and $[\text{OH}^-]$ in Neutral, Acidic, and Basic Solutions

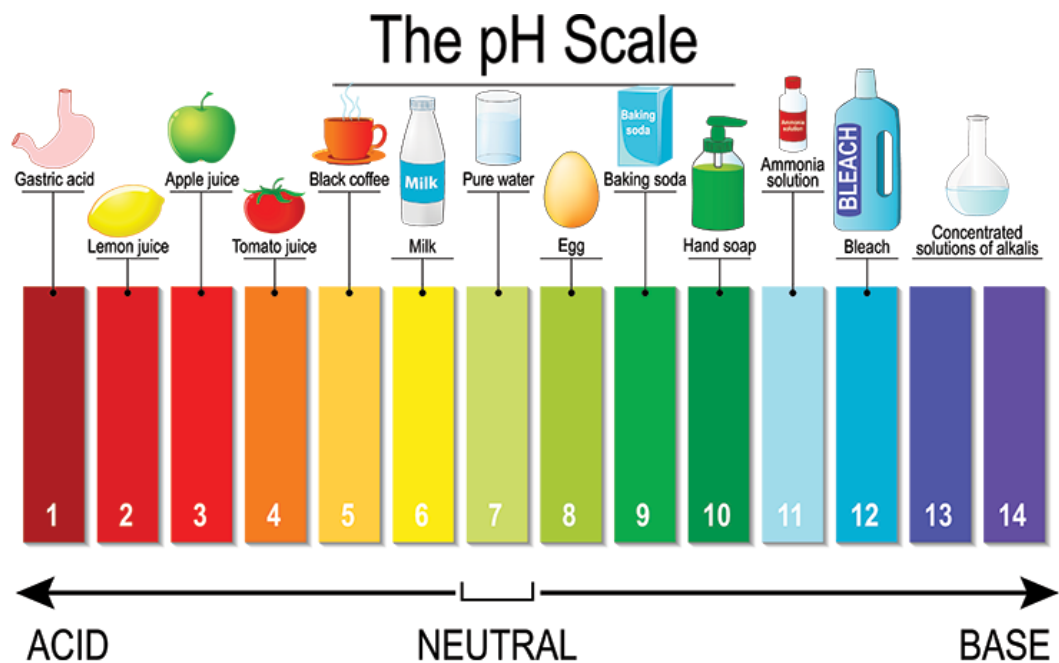
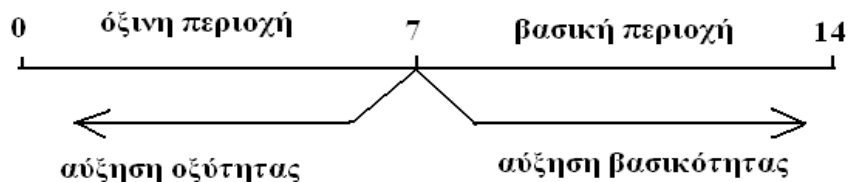
Type of Solution	Relationship Between $[\text{H}_3\text{O}^+]$ and $[\text{OH}^-]$
neutral solution	$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1.00 \times 10^{-7}$
acidic solution $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$	$[\text{H}_3\text{O}^+]$ is greater than 1.00×10^{-7} $[\text{OH}^-]$ is less than 1.00×10^{-7}
basic solution $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$	$[\text{H}_3\text{O}^+]$ is less than 1.00×10^{-7} $[\text{OH}^-]$ is greater than 1.00×10^{-7}

Ως pH ορίζεται ο αρνητικός δεκαδικός λογάριθμος της συγκέντρωσης των $[H^+]$ σε ένα υδατικό διάλυμα

$$pH = -\log [H^+], \quad pOH = -\log [OH^-], \quad pH + pOH = 14$$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}, \quad [OH^-] = 10^{-pOH}$$

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



Ως pH ορίζεται ο αρνητικός δεκαδικός λογάριθμος της συγκέντρωσης των $[H^+]$ σε ένα υδατικό διάλυμα

$$pH = -\log [H^+], \quad pOH = -\log [OH^-], \quad pH + pOH = 14$$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}, \quad [OH^-] = 10^{-pOH}$$

- * $\log_{10}(x)=y \rightarrow 10^y=x$
- * Όσο αυξάνεται ο αριθμός των H^+ τόσο μειώνεται το pH τόσο και τόσο πιο όξινο είναι το διάλυμα
- * Μεταβολή του pH κατά 1 μονάδα (π.χ από 7 σε 6 αντιστοιχεί σε αύξηση των H^+ κατά 10 φορές

$$pH \ 6 \rightarrow [H^+] = 10^{-6} \ M \ \& \ pH \ 7 \rightarrow [H^+] = 10^{-7} \ M$$

$$\text{Difference of 1 } \left\{ \begin{array}{l} pH = 1.0, \text{ then } [H_3O^+] = 0.1 \ M \\ pH = 2.0, \text{ then } [H_3O^+] = 0.01 \ M \end{array} \right\} \text{ tenfold difference}$$

* ΒΑΣΙΚΟ



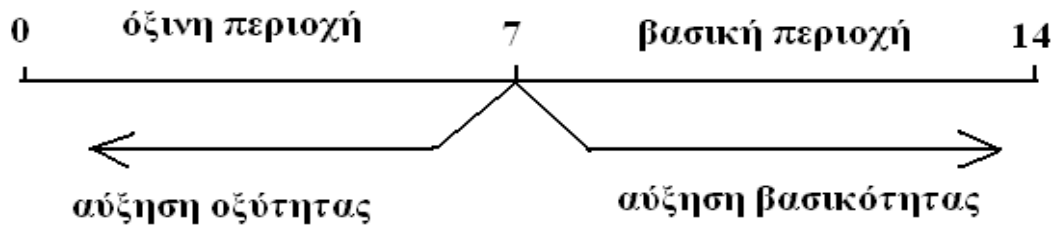
* ΟΥΔΕΤΕΡΟ



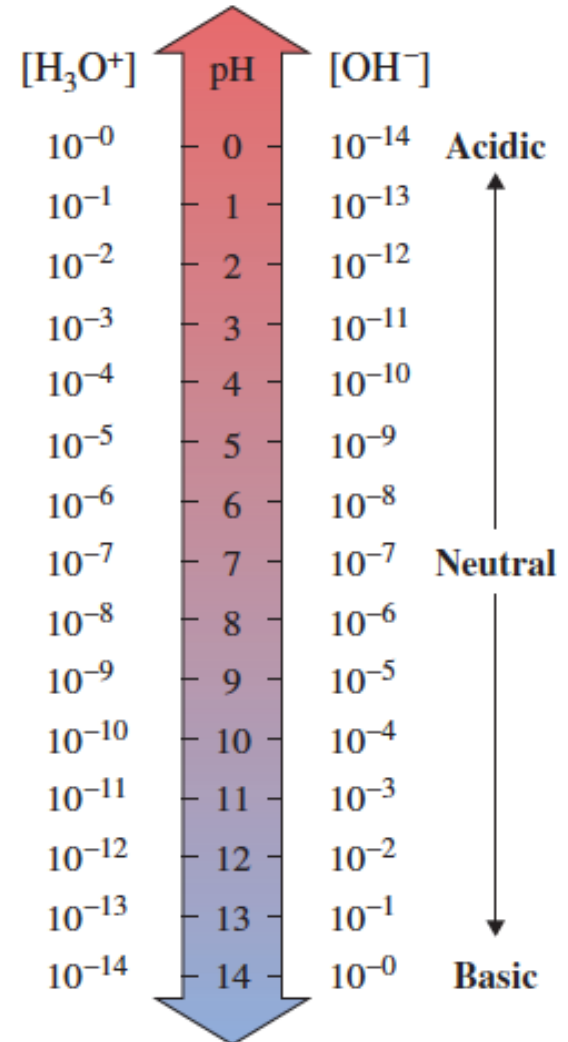
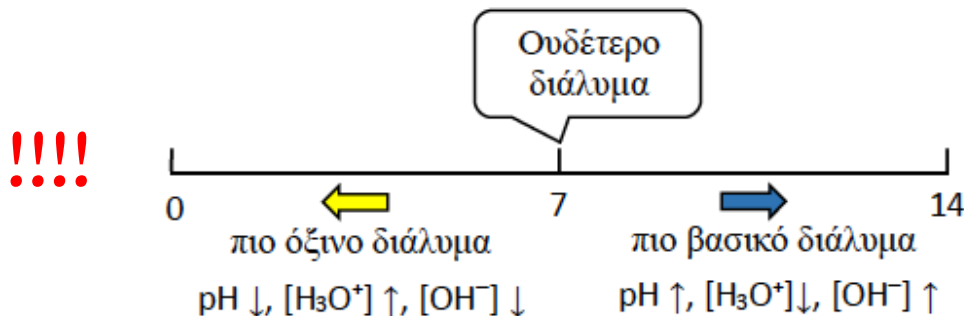
* ΟΞΙΝΟ



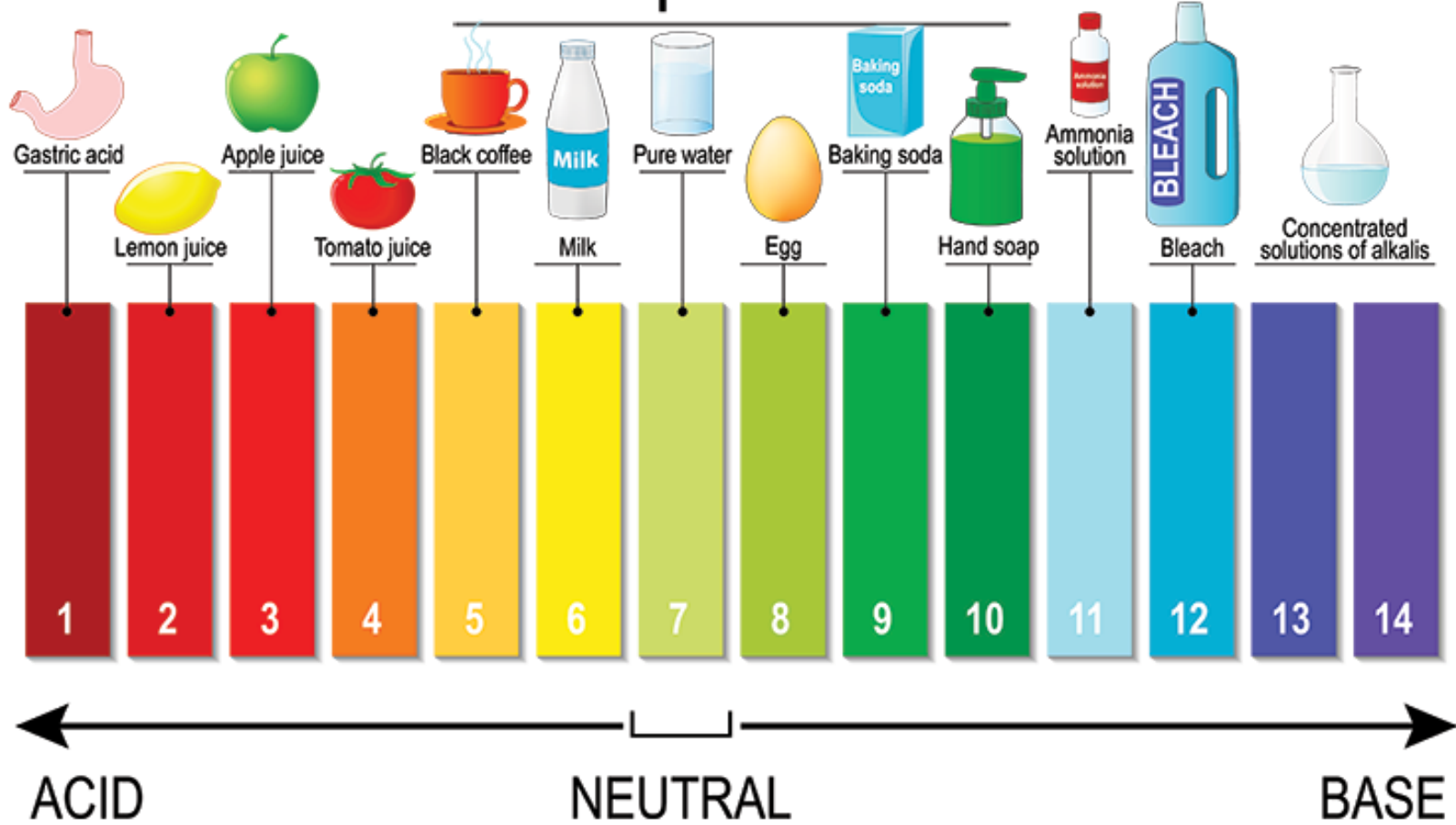
Με βάση τις παραπάνω σχέσεις ορίζεται κλίμακα pH με τιμές από 0 μέχρι 14.



Έτσι, στους 25°C έχουμε την εξής κλίμακα pH:



The pH Scale



Ιδιότητες Λογαρίθμων

- $\log 1 = 0$

- $\log 10 = 1$

- $\log(xy) = \log x + \log y$

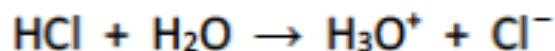
- $\log(x/y) = \log x - \log y$

- $\log(x^n) = n \log x$

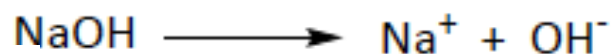
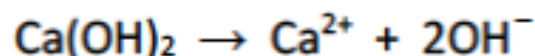
$\text{pH} = -\log [10^{-6}] \leftarrow \text{pH} = 6$

ΙΣΧΥΡΑ ΟΞΕΑ ΚΑΙ ΒΑΣΕΙΣ

Στα υδατικά διαλύματα, ως ισχυρά οξέα θα θεωρούμε τα εξής: HCl , HBr , HI , HNO_3 , $HClO_4$ και H_2SO_4 (στην πρώτη βαθμίδα ιοντισμού του).



Τα υδροξείδια των μετάλλων της 1ης και της 2ης ομάδας του περιοδικού πίνακα είναι ιοντικές ενώσεις και ισχυρές βάσεις κατά Arrhenius, οπότε παθαίνουν διάσπαση:



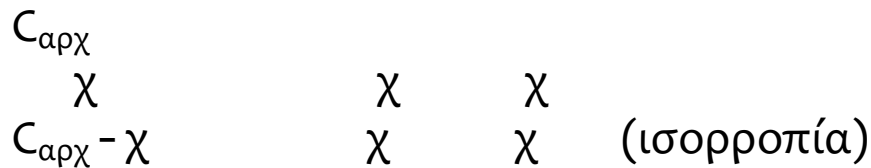
▶ **Table 10-1** Commonly Encountered Strong Acids

HCl	hydrochloric acid
HBr	hydrobromic acid
HI	hydroiodic acid
HNO_3	nitric acid
$HClO_3$	chloric acid
$HClO_4$	perchloric acid
H_2SO_4	sulfuric acid

▶ **Table 10-2** Commonly Encountered Strong Hydroxide Bases

Group IA Hydroxides	Group IIA Hydroxides
$LiOH$	—
$NaOH$	—
KOH	$Ca(OH)_2$
$RbOH$	$Sr(OH)_2$
$CsOH$	$Ba(OH)_2$

Ασθενή Οξέα και Βάσεις



$$K_a = \chi^2 / C_{\text{αρ}\chi} - \chi \quad \Longrightarrow \quad K_a = \chi^2 / C_{\text{αρ}\chi}$$

$$C_{\text{αρ}\chi} - \chi = C_{\text{αρ}\chi}$$

Όταν $K_a / C \leq 0.01$ 

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

Σταθερά ιοντισμού K_a

Όσο πιο μεγάλη είναι τόσο πιο ισχυρό το οξύ

Τα ανάλογα ισχύουν και για ασθενή Βάση

Η Σταθερά ιοντισμού ασθενών βάσεων συμβολίζεται K_b

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

where the reaction is



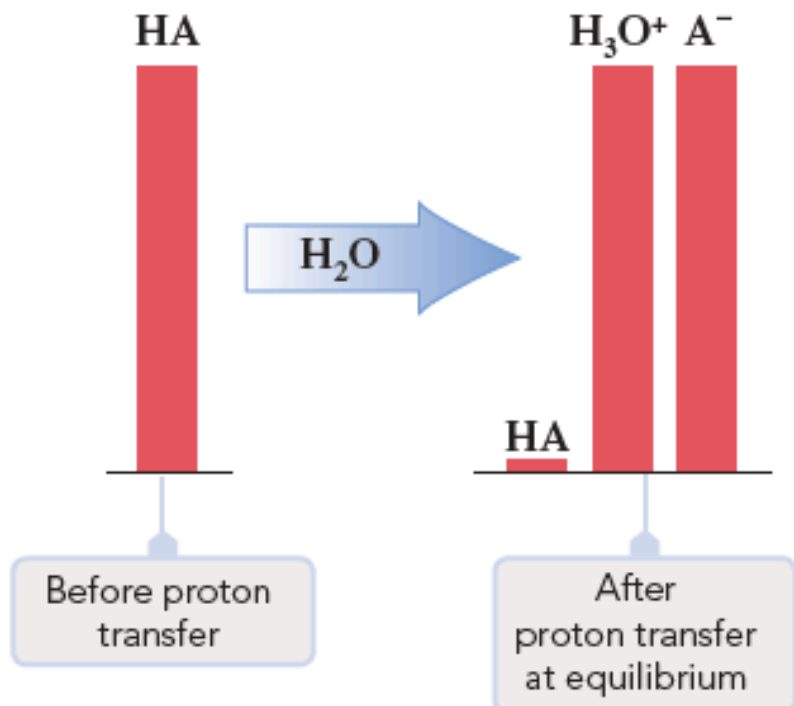
For the reaction involving the weak base NH_3 ,



the base ionization constant expression is

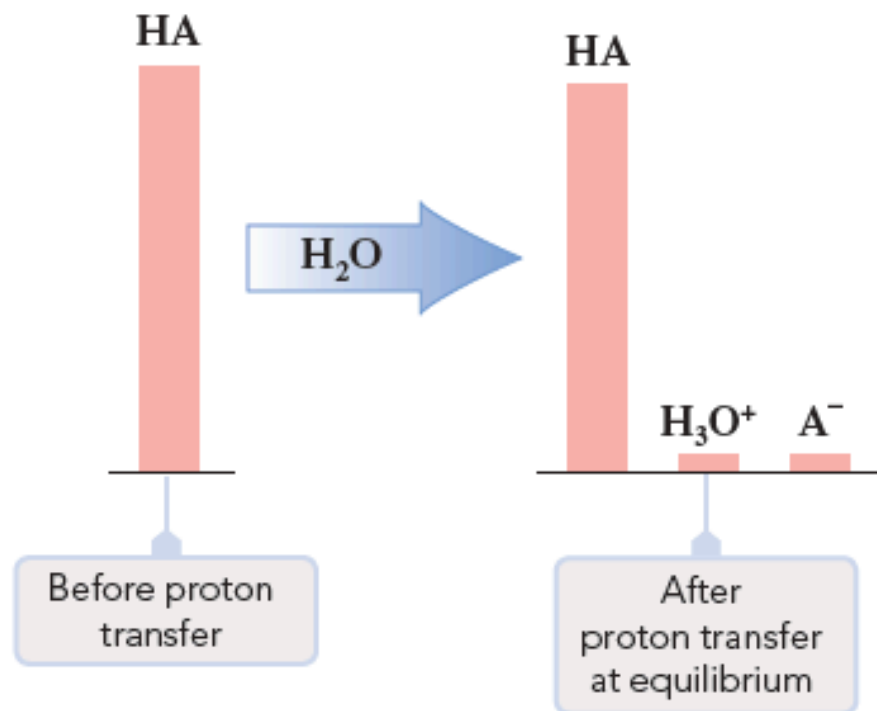
$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Strong Acid



Συνήθως τη θεωρούμε μονόδρομη

Weak Acid

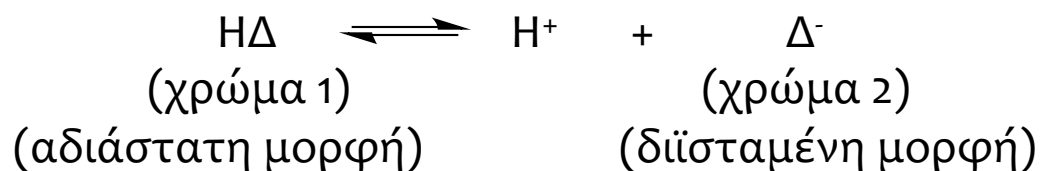


Αμφίδρομη

ΔΕΙΚΤΕΣ

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 HΔ, αποκαθίσταται η ισορροπία



Ανάλογα με το ποιά μορφή υπερισχύει (δηλ. Υψηλότερη C) χρωματίζεται το δ/μα στο οποίο έχει προστεθεί.

Η σταθερά ισορροπίας για την διάσταση του δείκτη $K_{H\Delta}$ είναι

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

Αν λογαριθμήσουμε προκύπτει η σχέση $\text{pH} = \text{p}K_{H\Delta} - \log ([\text{H}\Delta] / [\Delta^-])$

Από την τελευταία σχέση είναι προφανές ότι η αναλογία των συγκεντρώσεων $[H\Delta]/[\Delta^-]$ εξαρτάται από το pH του διαλύματος

- Όταν το πηλίκο $[H\Delta]/[\Delta^-] = 10/1$ το ανθρώπινο μάτι κατά κανόνα έχει την αντίληψη ότι **υπερισχύει το χρώμα 1** χωρίς το παραμικρό ίχνος από το χρώμα 2 του δείκτη

Άρα $pH = pK_{H\Delta} - 1$ (χρώμα 1)

- Όταν το πηλίκο $[H\Delta]/[\Delta^-] = 1/10$ το ανθρώπινο μάτι κατά κανόνα έχει την αντίληψη ότι **υπερισχύει το χρώμα 2** χωρίς το παραμικρό ίχνος από το χρώμα 1 του δείκτη

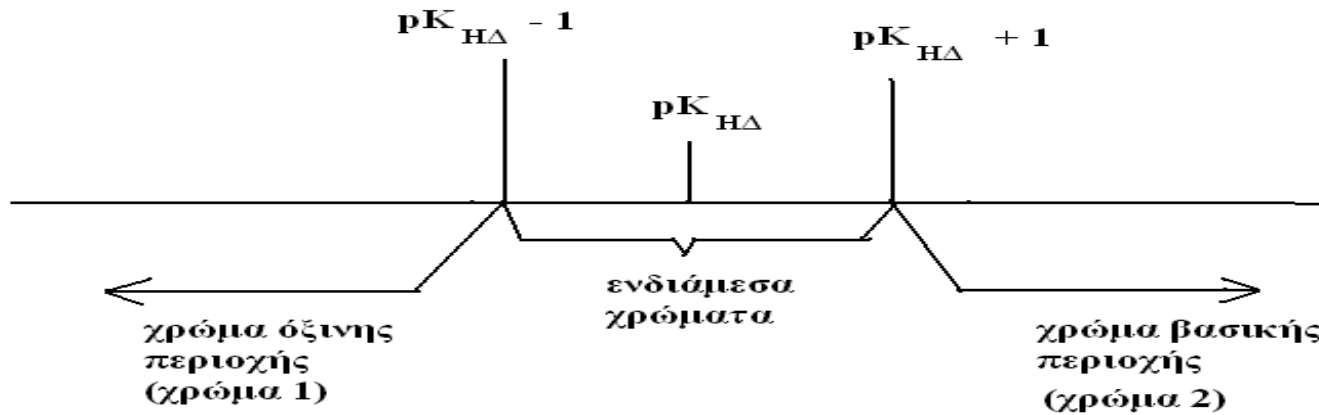
Άρα $pH = pK_{H\Delta} + 1$ (χρώμα 2)

Έτσι όταν το pH του δ/τος είναι $pH \leq pK_{H\Delta} - 1$ επικρατεί το χρώμα 1

Και όταν το pH του δ/τος είναι $pH \geq pK_{H\Delta} + 1$ επικρατεί το χρώμα 2

Στην ενδιάμεση περιοχή $pK_{H\Delta} - 1$ και $pK_{H\Delta} + 1$

ο δείκτης παίρνει χρώματα ενδιάμεσα του χρώματος 1 και του χρώματος 2. Σχηματικά μπορούμε να το δούμε ως εξής



Η περιοχή των τιμών pH μεταξύ $pH = pK_{H\Delta} - 1$ και $pH = pK_{H\Delta} + 1$

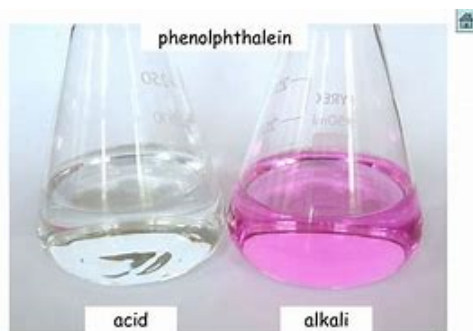
λέγεται περιοχή μετάπτωσης του δείκτη

Για παράδειγμα η περιοχή μετάπτωσης της φαινολοφθαλείνης είναι από 8 μέχρι 10.

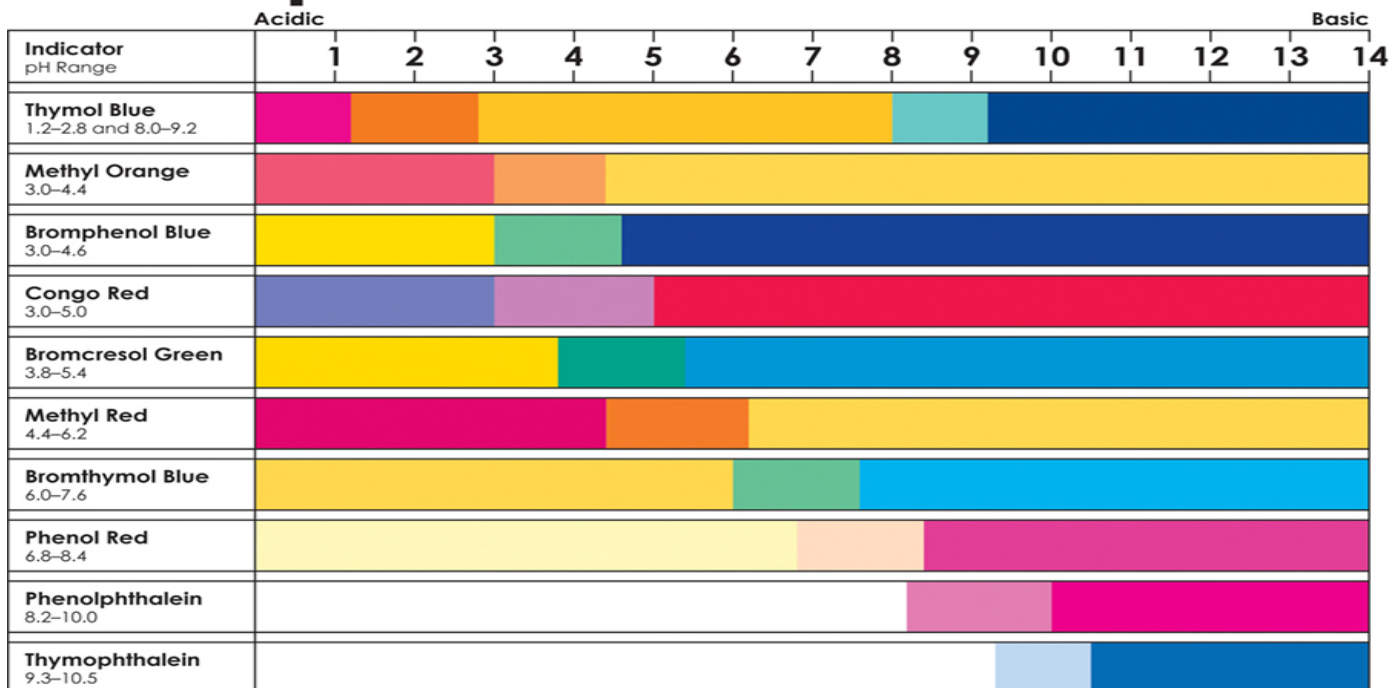
- Όταν σε διάλυμα που έχει $pH \leq 8$ στάξουμε 1-2 σταγόνες διαλύματος δείκτη το διάλυμα παραμένει άχρωμο (χρώμα 1=άχρωμο).
- Εάν σε διάλυμα που έχει $pH \geq 10$ στάξουμε σταγόνες του ίδιου δείκτη, ο τελευταίος χρωματίζεται κόκκινος (χρώμα 2=κόκκινο) και μαζί και το διάλυμα.

Πολλές φορές μας δίνεται το pK_a του δείκτη !!!!! και το χρώμα της όξινης και της βασικής περιοχής.

Δείκτης	Διαλύτης	Περιεκτικότητα (% κ.ό.)	Χρώμα		Περιοχή μετάπτωσης δείκτη
			Οξινής περιοχής	Βασικής περιοχής	
Κρυσταλλικό ιώδες	νερό	-	κιτρινο	ιώδες	1,0-2,0
Μπλε βρωμοφαινόλης	>>	0,1	κίτρινο	μπλε-ιώδες	3,0-4,6
Ηλιανθίνη (Methylorange)	>>	0,1	Κόκκινο	κίτρινο	3,1-4,4
Κόκκινο μεθυλίου	αλκοόλη 60 %	0,1	κόκκινο	κίτρινο	4,2-6,2
Βάμμα ηλιοτροπίου	νερό	1	κόκκινο	μπλε	5,0-8,0
Μπλε βρωμοθυμόλης	αλκοόλη 20 %	0,05	κίτρινο	μπλε	6,0-7,6
Κόκκινο φαινόλης	αλκοόλη 20 %	0,1	κίτρινο	κόκκινο	6,4-8,0
Κόκκινο ουδέτερο	αλκοόλη 60 %	0,1	κόκκινο	κίτρινο	6,8-8,0
Κόκκινο κρεζόλης	αλκοόλη 20 %	0,05	κίτρινο	πορφυρό	7,4-9,0
Φαινολοφθαλεΐνη	αλκοόλη 60 %	0,1 και 1	άχρωμο	Φούξια	8,0-10,0
Θυμολοφθαλεΐνη	αλκοόλη 60 %	0,1	άχρωμο	μπλε	9,3-10,5
Κίτρινο αλιζαρίνης	νερό	0,1	κίτρινο	ιώδες	10,1-12,0



pH Indicator Chart



© 2019 Flinn Scientific, Inc. All Rights Reserved.
AP7291

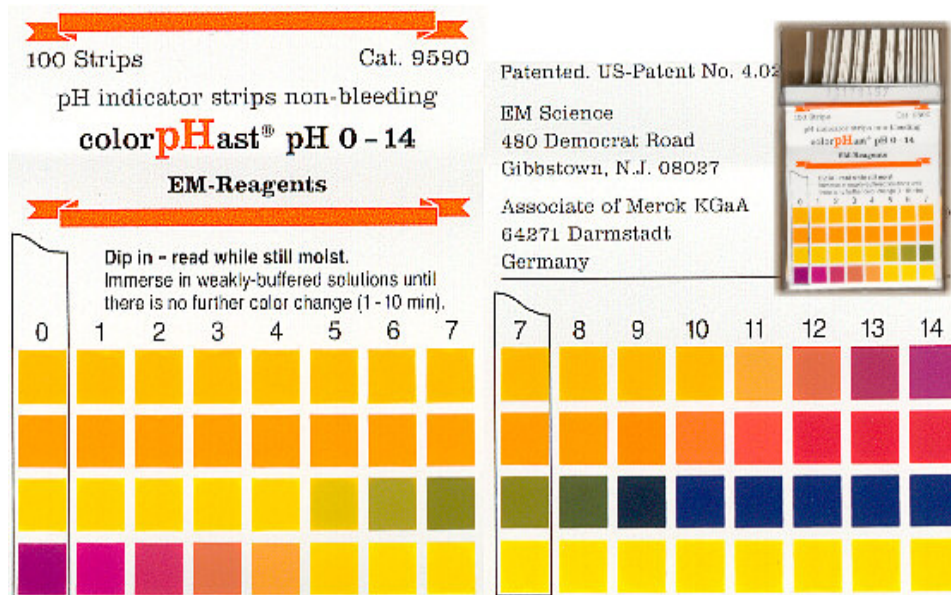
FLINN
SCIENTIFIC
"Your Safe Source for Science"

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

Πεχαμετρικές ταινίες

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 εμβάπτιση σε μίγμα πολλών δεικτών και στην συνέχεια ξήρανση. Εμβάπτιση μικρού τμήματος της ταινίας αυτής σε διάλυμα οδηγεί σε χρωματισμό της τελευταίας με ορισμένο χρώμα. Το χρώμα αυτό συγκρίνεται με πρότυπο χρωματολόγιο που προμηθεύει ο κατασκευαστής και δείχνει το χρώμα που αποκτά η ταινία στις διάφορες τιμές pH.



Πεχάμετρο (pH meter)

Αποτελείται από ένα **ενδεικτικό ηλεκτρόδιο υάλου** και ένα **ηλεκτρόδιο αναφοράς** βυθισμένα στο διάλυμα X του οποίου το pH ζητείται να προσδιοριστεί και συνδέονται με ειδική συσκευή μέτρησης (pH-μετρο). Το μετρούμενο δυναμικό στα άκρα των δύο ηλεκτροδίων είναι συνάρτηση της συγκέντρωσης ιόντων H^+ στο διάλυμα

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

Βαθμονόμηση pHμετρου

α) Αντιστάθμιση της θερμοκρασίας. Γίνεται με τοποθέτηση του κουμπιού θερμοκρασίας στην θερμοκρασία που πρόκειται να εργαστούμε.

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 ΔpH ώστε η ένδειξη στην οθόνη να δείχνει pH 7.



γ) **Ρύθμιση κλίσης.** Γίνεται με εμφάπτιση συνδυασμένου ηλεκτροδίου pH σε ρυθμιστικό διάλυμα με pH 4 (για εργασία στην όξινη περιοχή) και σε ρυθμιστικό διάλυμα 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

Πειραματικό μέρος

Όργανα - Σκεύη - Αντιδραστήρια

Δοκιμαστικοί σωλήνες, στατώ δοκιμαστικών σωλήνων, ποτήρια ζέσεως



Δ/τα HCl (A) , NaOH (A) και (B)

Δείκτες : Ερυθρό του μεθυλίου,
Φαινολοφθαλείνη,
Μπλέ της βρωμοθυμόλης,
Ηλιανθίνη
(σε σταγονομετρικά φιαλίδια)



Πεχάμετρο, ρυθμιστικά δ/τα (για pH=4 και pH=10)

Πεχαμετρικές ταινίες pH 0-14 , λαβίδα

Πείραμα 1 : Μελέτη χρώματος δεικτών ανάλογα με το pH του δ/τος

Σε δοκιμαστικούς σωλήνες τοποθετούμε στους 3 πρώτους τα δ/ματα HCl περίπου 1 ml.

Στον κάθε δοκιμαστικό σωλήνα στάζονται 5-6 σταγόνες διαλύματος δείκτη ερυθρού του μεθυλίου, καταγράφονται τα χρώματα που αναπτύσσονται και εκτιμάται η τιμή pH για το κάθε διάλυμα

Επαναλαμβάνουμε την ίδια διαδικασία και για τους υπόλοιπους δείκτες

Πείραμα 2 : Μέτρηση του pH με τη χρήση πεχαμετρικής ταινίας

Η πεχαμετρική ταινία βυθίζεται στο διάλυμα του οποίου θέλουμε να μετρήσουμε το pH και μετά παραμονή 1 δευτερόλεπτου εξάγεται και συγκρίνεται το χρώμα του (αλληλουχία χρωμάτων) με βάση το πρότυπο χρωματολόγιο που υπάρχει πάνω στο κουτί του δείκτη.

Καταγράφεται η τιμή pH.

Μετρούνται τα δ/τα HCl , NaOH

Καταγράφονται οι τιμές τους

Πείραμα 3 : Μέτρηση του pH με pH -μετρο

Πριν από σειρά μετρήσεων πρέπει να έχει προηγηθεί βαθμονόμηση της συσκευής (Περιγράψτε την)

Μετά την βαθμονόμηση 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 του ηλεκτροδίου 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.

Μετρούνται τα δ/τα NaOH 0,1M και HCl 0,1M . Καταγράφονται οι τιμές τους.....

Οι μετρήσεις θα πρέπει να εμφανίζονται με την μορφή πίνακα όπως παρακάτω

Παράδειγμα πίνακα

Δείκτης	δ/μα HCl 0,1M	δ/μα HCl 0,01M	δ/μα HCl 0,001M	δ/μα NaOH 0,1M	δ/μα NaOH 0,01M	δ/μα NaOH 0,001M
Ερυθρό μεθυλίου						
Φαινολοφθαλ.						
Μπλέ βρωμοθυμ.						
Ηλιανθίνη						
Κρυσταλλικό ιώδες						
Συνολική εκτίμηση pH						

Σας δίνονται επίσης και οι τιμές του pH από το πεχάμετρο για τα δ/τα HCl (A)
 pH=1,48 και
 NaOH (A) pH=12.1

Να απαντηθούν στην έκθεση εργασίας οι παρακάτω ασκήσεις :

A. Υπολογίστε αναλυτικά το pH των παρακάτω διαλυμάτων. Στη συνέχεια χαρακτηρίστε το κάθε διαλύμα ως όξινο, ουδέτερο ή βασικό.

1. 0,1 mM NaOH
2. 1 μM HCl

B. Αραιώσατε με νερό 10 ml διαλύματος HCl 1M σε τελικό όγκο 1 L. Να υπολογισθούν:

1. η συγκέντρωση του διαλύματος που παρασκευάσθηκε μετά την αραίωση, σε mol/L
2. το pH του αρχικού διαλύματος (πριν την αραίωση)
3. το pH του τελικού διαλύματος (μετά την αραίωση)

Γ. Σε ένα υδατικό διάλυμα η $[H^+] = (1/100) [OH^-]$. Ποιό είναι το pH του διαλύματος ;
(Δίνεται $\theta = 25\text{ C}$)

Δ. Ο δείκτης κόκκινο του μεθυλίου έχει $pK = 5,2$. Η όξινη μορφή του δείκτη είναι κόκκινη και η βασική του μορφή είναι κίτρινη. Ένα διάλυμα χρωματίστηκε κόκκινο όταν προστέθηκαν 5 σταγόνες κόκκινο του μεθυλίου. Ποιο διάλυμα ήταν αυτό ;

1. Διάλυμα NaOH 0,1M
2. Διάλυμα HCl 0,00001M
3. Διάλυμα NH_3 0,1M
4. Κανένα

Videos

Βαθμονόμηση - Μέτρηση pH

<https://www.youtube.com/watch?v=vwY-xWMam7o>

Δείκτες : Φαινολοφθαλεΐνη

<https://www.youtube.com/watch?v=XMcYHyWqMIM>

Δείκτες : Ερυθρό μεθυλίου

<https://www.youtube.com/watch?v=GYKYgteqAkA>

Πεχαμετρικές ταινίες

https://www.youtube.com/watch?v=JpQw-_1jLzs

Ερωτήσεις - Ασκήσεις (με τις απαντήσεις)

1. Το pH υδατικού διαλύματος HCl αυξάνεται:

A. αν προσθέσουμε ποσότητα βάσης

B. αν προσθέσουμε διάλυμα HCl της ίδιας συγκέντρωσης

Γ. αν αραιώσουμε το διάλυμα

Δ. αν αφαιρέσουμε διάλυμα

2. Υδατικό διάλυμα NaCl έχει pH=7 στους 25°C. Το διάλυμα θερμαίνεται στους 40°C. Το pH του νέου διαλύματος θα είναι:

A. ίσο με 7

B. μεγαλύτερο από 7

Γ. μικρότερο από 7

Δ. δε μπορεί να προβλεφθεί

3. Ποιό από τα παρακάτω διαλύματα μπορεί να έχει pH=7 στους 60°C:

A. διάλυμα NaCl

B. Νερό

Γ. διάλυμα NH₃

Δ. διάλυμα HCl

4. Στους $\theta^{\circ}\text{C}$ υδατικό διάλυμα NaCl έχει $\text{pH}=7,5$. Ποιες από τις παρακάτω προτάσεις είναι σωστές και ποιές λανθασμένες

A. το διάλυμα είναι βασικό

B. η θερμοκρασία του διαλύματος είναι μικρότερη από 25°C

Γ. ισχύει $\text{pH}=\text{pOH}=7,5$

Δ. η τιμή της K_w είναι 10^{-14}

5. Το pH δ/τος NaOH ($M_r = 40 \text{ g/mol}$) περιεκτικότητας $0,4 \%$ w/v είναι

A. 12

B. 13

Γ. 11

Δ. 10