



ΕΡΓΑΣΤΗΡΙΑΚΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ ΓΕΝΙΚΗΣ – ΑΝΟΡΓΑΝΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

Αγγελική Απ. Γαλάνη
Χημικός, PhD
Ε.ΔΙ.Π

10^η ΕΡΓΑΣΤΗΡΙΑΚΗ ΑΣΚΗΣΗ

- pH- Μέτρηση pH υδατικών διαλυμάτων
 - Ρυθμιστικά διαλύματα

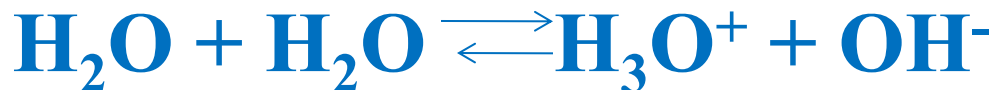


ΕΙΣΑΓΩΓΗ

pH

- $\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = \log(1/[\text{H}^+])$

- $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = \log(1/[\text{OH}^-])$



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ στους } 25^\circ\text{C}$$

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

$$-\log[\text{H}_3\text{O}^+] + (-\log[\text{OH}^-]) = -\log 10^{-14}$$

$$\Rightarrow \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Όξινα διαλύματα

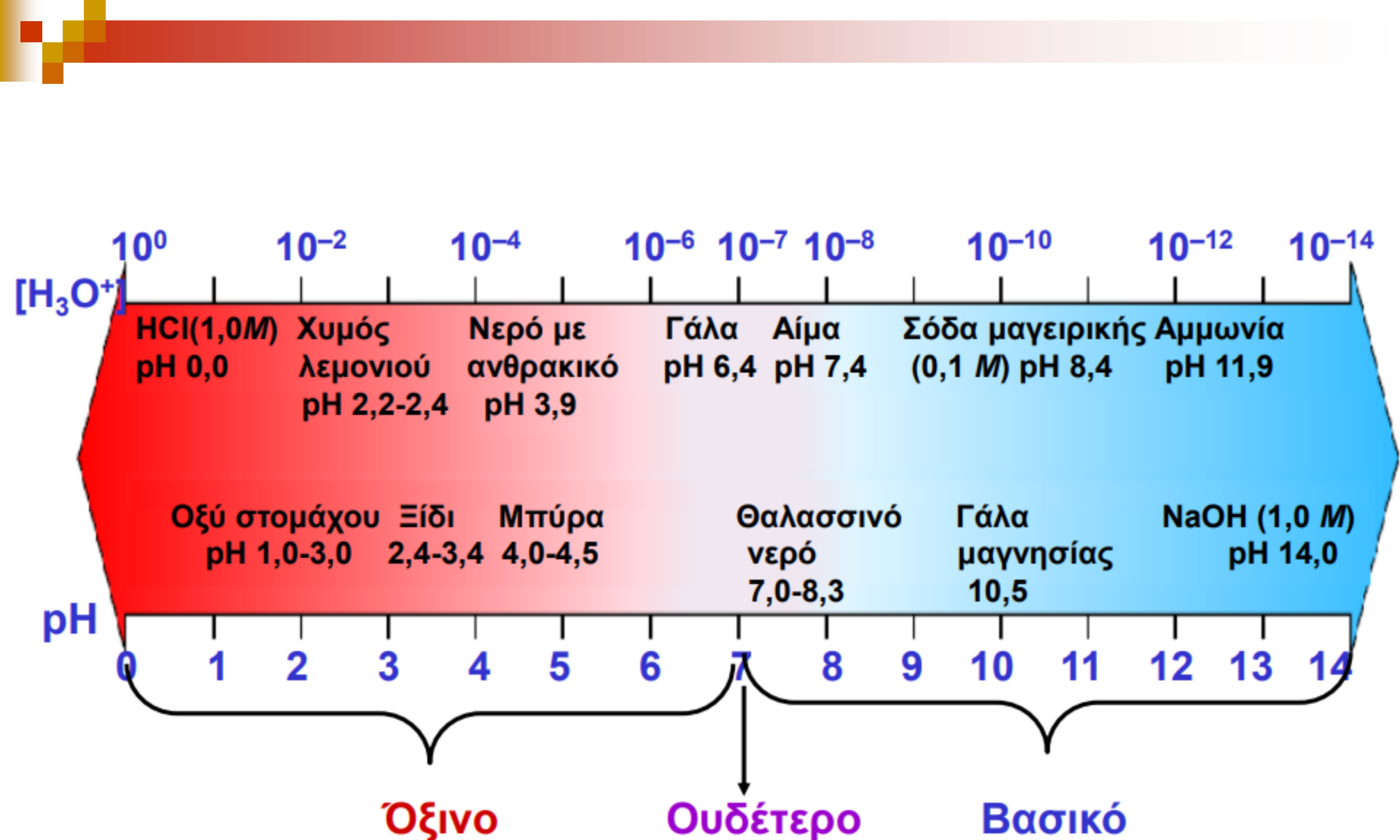
- $[\text{H}_3\text{O}^+] > 1,0 \times 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} < 7$

Ουδέτερα
διαλύματα

- $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 7$

Βασικά
διαλύματα

- $[\text{H}_3\text{O}^+] < 1,0 \times 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} > 7$



ΣΥΓΧΡΟΝΗ ΓΕΝΙΚΗ ΧΗΜΕΙΑ Ebbing Gammon, 10^η Διεθνής Έκδοση

Μέτρηση pH

■ Ηλεκτρομετρικά



■ Χρωματομετρικά



Ηλεκτρομετρικά



Τα πεχάμετρα είναι εφοδιασμένα με δύο ηλεκτρόδια που βυθίζονται στο διάλυμα του οποίου το pH θέλουμε να μετρήσουμε.

Η μέτρηση πραγματοποιείται με τη βοήθεια ενός ηλεκτροδίου αναφοράς, (καλομέλανα συνήθως) και ενός άλλου ενδεικτικού ηλεκτροδίου.

Το δυναμικό του ενδεικτικού ηλεκτροδίου εξαρτάται από την ενεργότητα ιόντων υδρογόνου στο διάλυμα.

Η διαφορά δυναμικού των δύο ηλεκτροδίων, μεταφράζεται από το πεχάμετρο σε τιμή pH.

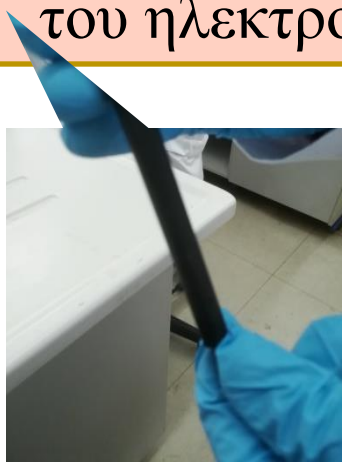


Α. Χειρισμός πεχάμετρου

1. Ανοίγουμε το πεχάμετρο.



2. Αφαιρούμε το κάλυμμα του ηλεκτροδίου.



3. Το τοποθετούμε στην ειδική εγκοπή.



4. Ξεπλένουμε με απιονισμένο νερό. (δεν περιμένουμε να δείξει κάποια συγκεκριμένη ένδειξη απλά ξεπλένουμε καλά).



5. Εμβαπτίζουμε στο διάλυμα το ηλεκτρόδιο και περιμένουμε να σταθεροποιηθεί η ένδειξη.





ΠΡΟΣΟΧΗ!!!!

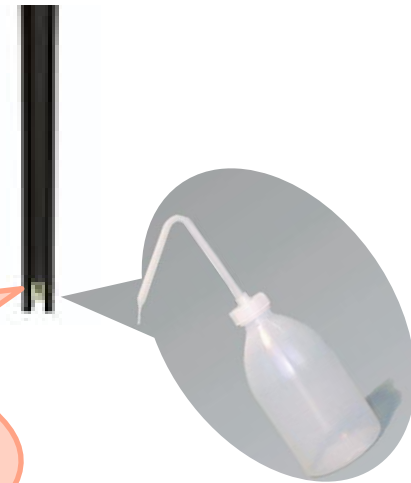
- Α. Πάντα να είναι βυθισμένη η οπή στο διάλυμα.
- Β. Το ηλεκτρόδιο να παραμένει σταθερό έως ότου η ένδειξη της οθόνης σταθεροποιηθεί.

5. Κλείνουμε το πεχάμετρο



6. Ξεπλένουμε με απιονισμένο νερό, (δεν περιμένουμε να δείξει κάποια συγκεκριμένη ένδειξη απλά ξεπλένουμε καλά).

7. Προσθέτουμε διάλυμα ηλεκτρολύτη KCl ή απιονισμένο νερό στο ειδικό μαύρο καπάκι και καλύπτουμε το ηλεκτρόδιο.



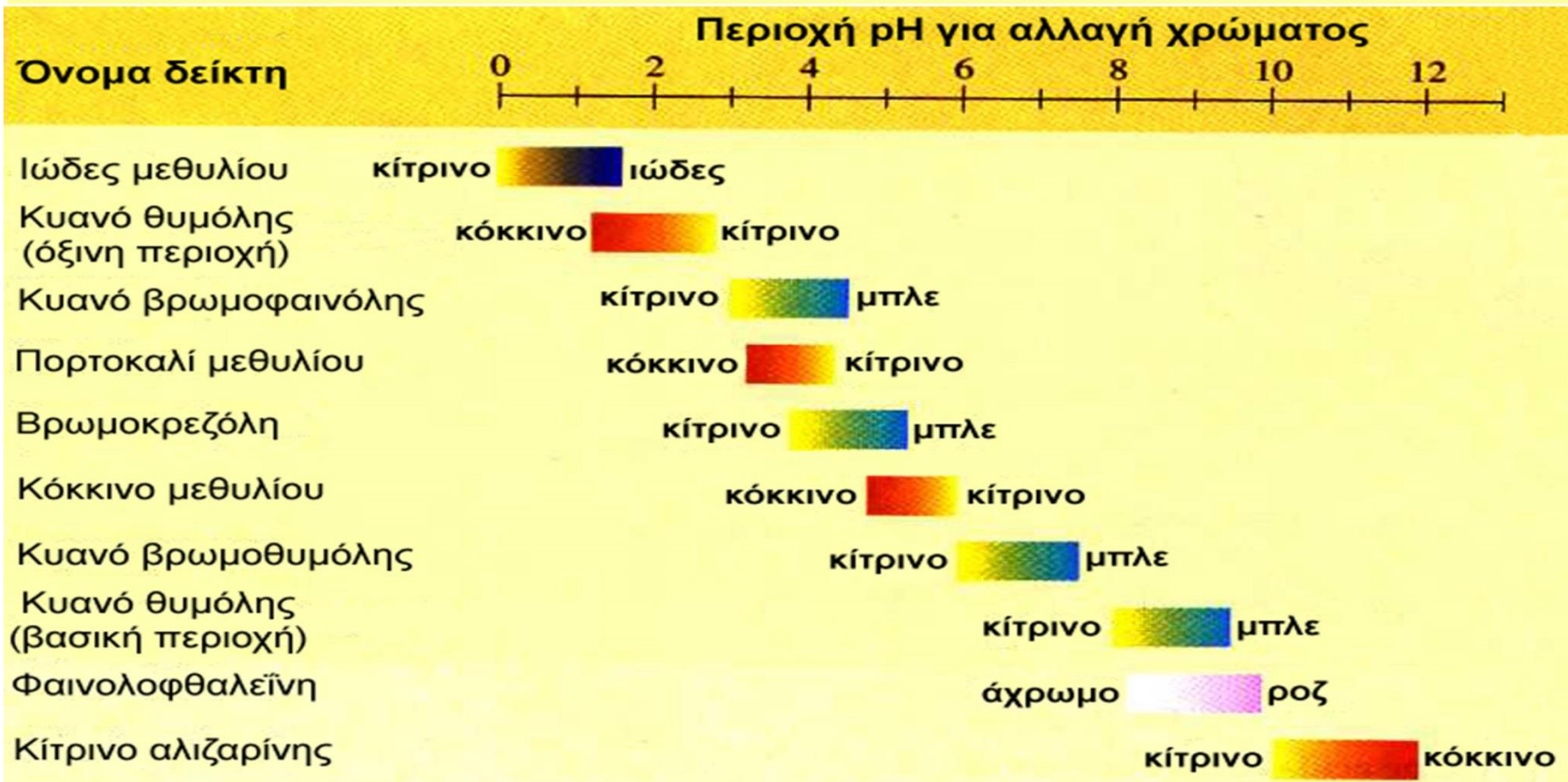
Χρωματομετρικά

Η μέθοδος βασίζεται σε ειδικές ουσίες τους δείκτες που έχουν την ιδιότητα να αλλάζουν χρώμα σε αυστηρά καθορισμένα όρια του pH.

Είναι ασθενή οργανικά οξέα ή βάσεις που η αδιάστατη μορφή τους έχει άλλο χρώμα από τη διϊσταμένη.

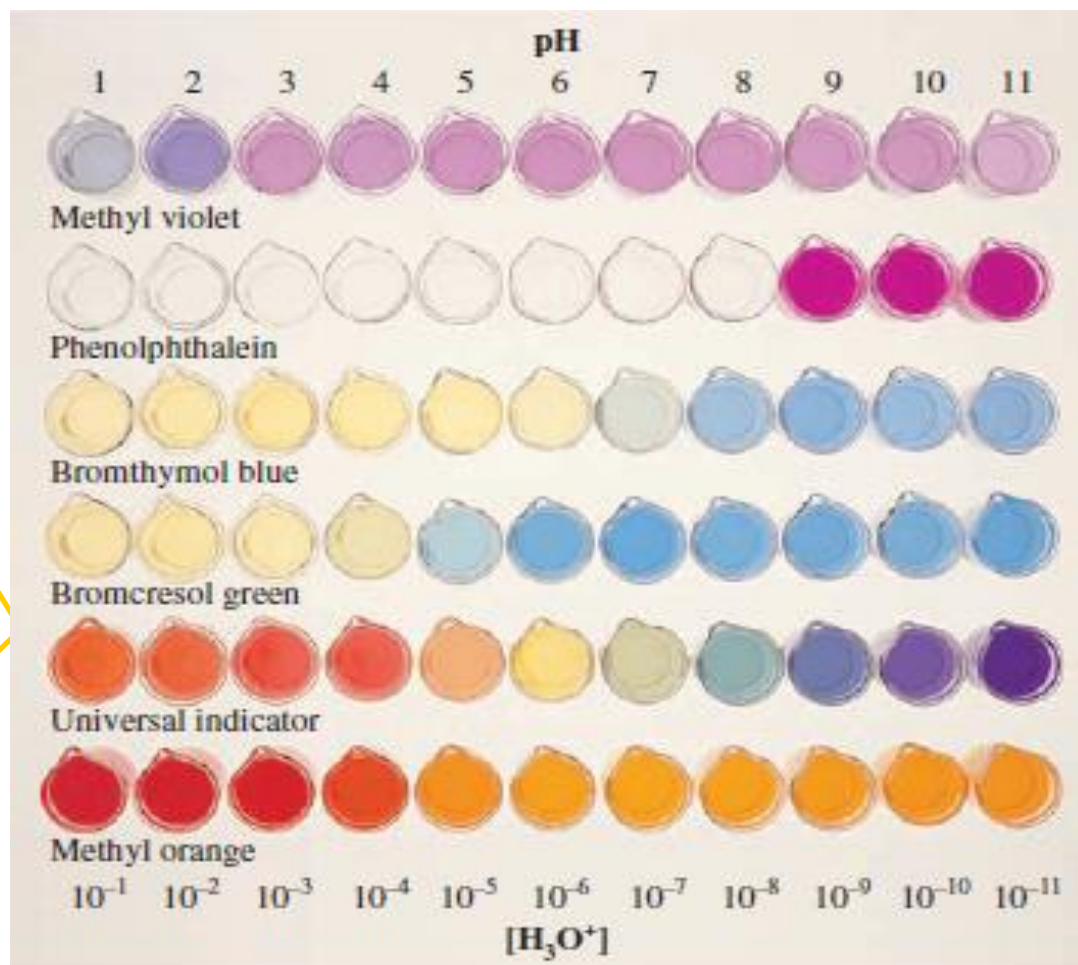


ΠΙΝΑΚΑΣ 3.3 Κυριότεροι δείκτες και περιοχή pH αλλαγής χρώματος



<http://ebooks.edu.gr/modules/ebook/show.php/DSGL-C135/474/3141,12621/>

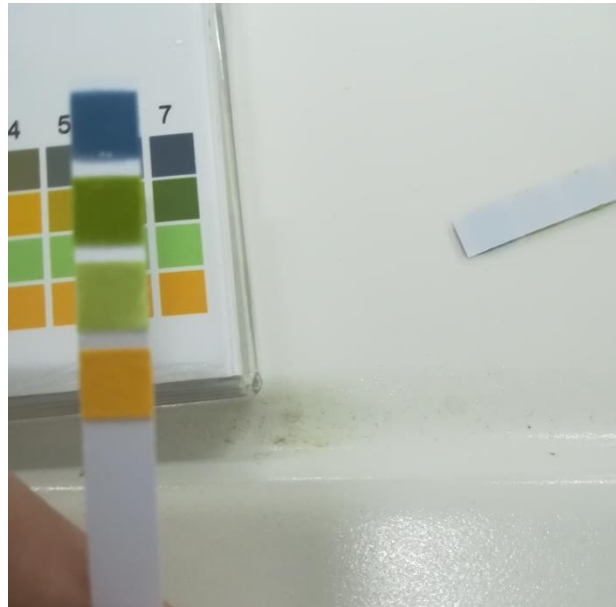
Δείκτες οξέων-
βάσεων σε
διαλύματα που
διαφέρουν ως
προς τη
συγκέντρωση
ιόντων υδρονίου.



General Chemistry Ebbing Gammon, 9th Edition

B. Μέτρηση με πεχαμετρικό χαρτί

Διαβρέχουμε ένα πεχαμετρικό χαρτί με το εκάστοτε προς μέτρηση διάλυμα και στη συνέχεια συγκρίνοντας με τα χρώματα της εικόνας της συσκευασίας καταγράφουμε την τιμή pH. Στο παράδειγμα το pH είναι κοντά στην τιμή 7.



Παραδείγματα υπολογισμού θεωρητικών τιμών pH υδατικών διαλυμάτων οξέων και βάσεων

1. Ποια τιμή pH περιμένετε να έχει ένα υδατικό διάλυμα HCl 0,001 M;



Αρχικά	0,001
--------	-------

Αντιδρούν/διίστανται - 0,001 -0,001 0,001 0,001

Τελικά	0,001	0,001
--------	-------	-------

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,001) = -\log(10^{-3}) = -(-3) = 3$$

3. Ποια τιμή pH περιμένετε να έχει υδατικό διάλυμα $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0,05 M;



Αρχικά	0,05		
Αντιδρούν/διίστανται	- 0,05	0,05	2x0,05
Τελικά			0,1

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(0,1) = -\log(10^{-1}) = -(-1) = 1$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \text{άρα} \quad \text{pH} = 14 - 1 = 13$$



4. Δίνεται υδατικό διάλυμα CH₃COOH 0,1M. Ποια τιμή pH περιμένετε να έχει αυτό, εάν ο συντελεστής διάστασής του α ισούται με 10⁻²;



Αρχικά	0,1			
Αντιδρούν/διίστανται	- 0,1x10 ⁻²	-0,1x10 ⁻²	0,1x10 ⁻²	0,1x10 ⁻²
Τελικά	(1-10 ⁻²)x0,1	(1-10 ⁻²)x0,1	0,1x10 ⁻²	0,1x10 ⁻²

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,001) = -\log(10^{-3}) = -(-3) = 3$$

Ρυθμιστικά διαλύματα

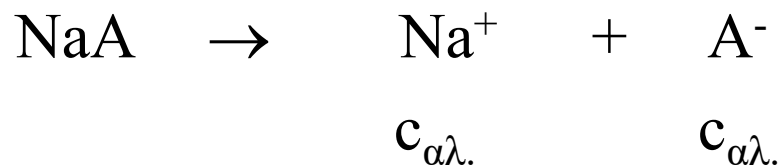
- Ονομάζονται εκείνα που έχουν την ιδιότητα να διατηρούν το pH τους σταθερό όταν προσθέτουμε σε αυτά μικρές αλλά υπολογίσιμες ποσότητες ισχυρών οξέων ή βάσεων.
- Είναι μίγματα ασθενούς οξέος και του αντίστοιχου άλατος ή ασθενούς βάσεως και του αντίστοιχου άλατος. (Π.χ. CH_3COOH - CH_3COONa , NH_3 - NH_4Cl).
- Έχουν μεγάλη σπουδαιότητα στην Ιατρική τη Γεωχημεία, τη Χημεία...)

Ρυθμιστική ικανότητα (buffer-capacity)

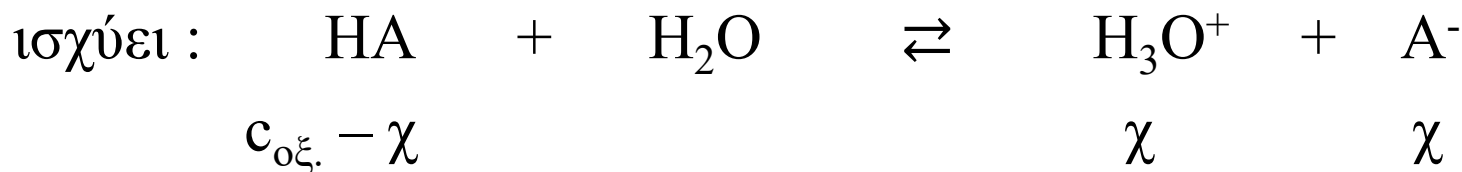
- Είναι η ικανότητα ενός ρυθμιστικού διαλύματος να αντιστέκεται στη μεταβολή του pH κατά την προσθήκη ισχυρών οξέων και βάσεων.
- Εξαρτάται :
 - Από τις συγκεντρώσεις των συστατικών του και από το pH του.
 - Όσο μεγαλύτερες οι συγκεντρώσεις των συστατικών τόσο μεγαλύτερη η ρυθμιστική ικανότητα. Η ρυθμιστική ικανότητα γίνεται μέγιστη όταν οι συγκεντρώσεις των συστατικών εξισωθούν.

Υπολογισμός τιμής pH ρυθμιστικού διαλύματος

- Έστω ρυθμιστικό διάλυμα που περιέχει ασθενές οξύ HA με συγκέντρωση $c_{οξ.}$ και το άλας NaA με συγκέντρωση $c_{αλ.}$.



Για το οξύ, αν υποθέσουμε πως δίστανται χ mol/l, στην ισορροπία θα ισχύει :



Άρα στην ισορροπία:

$$[\text{HA}] = c_{οξ} - \chi \approx c_{οξ}, [\text{H}_3\text{O}^+] = \chi, [\text{A}^-] = c_{αλ.} + \chi \approx c_{αλ.}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \Rightarrow K_a = x \cdot \frac{c_{αλ.}}{c_{οξ}} \Rightarrow \chi = K_a \cdot \frac{c_{οξ}}{c_{αλ.}}$$

$$\text{Άρα } [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \times (c_{οξ}/c_{αλ.}) \Rightarrow -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log K_a - \log c_{οξ}/c_{αλ.}$$

$$\Rightarrow \text{pH} = \text{p}K_a + \log c_{αλ.} / c_{οξ}$$

Υπολογισμός τιμής pH ρυθμιστικού διαλύματος

- Άρα $\text{pH} = \text{pK}_a + \log C_{\alpha\lambda} / C_{\text{o}\xi}$ Εφόσον όμως $[\text{A}^-] = C_{\alpha\lambda}$ και η A^- είναι η συζυγής βάση στο σύστημα HA/A^- του ρυθμιστικού διαλύματος, τελικά
- Σε κάθε ρυθμιστικό διάλυμα που περιέχει ένα συζυγιακό σύστημα οξέος – βάσης ισχύει η σχέση;

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

Εξίσωση Henderson-Hasselbalch, (Χέντερσον-Χάσελμπαχ).

Παράδειγμα

Να υπολογιστεί το pH ρυθμιστικού διαλύματος HCOOH $0,1 \text{ M}$ και HCOONa $0,2 \text{ M}$. Δίνεται $K_a \text{ HCOOH} = 2 \times 10^{-4}$

ΑΠΑΝΤΗΣΗ

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{C_{\text{βάσης}}}{C_{\text{οξέος}}}$$

$$\text{Άρα } \text{pH} = -\log(2 \times 10^{-4}) + \log \frac{0,2}{0,1}$$

$$\text{pH} = -\log 2 - \log 10^{-4} + \log 2 = 4$$



ΠΕΙΡΑΜΑΤΙΚΟ ΜΕΡΟΣ

Α. Αντιδραστήρια – Σκεύη - Όργανα

- Διάλυμα CH_3COOH 0.2 M
- Διάλυμα CH_3COONa 0.2 M
- 3 ποτήρια ζέσεως 150 mL
- Σιφώνια μετρήσεως 5, 10 και 1 mL
- Πουάρ
- Ράβδος ανάδευσης
- Υδροβολέας
- Πεχαμετρικό χαρτί
- Πεχάμετρο

B. Πειραματική Πορεία

- Προσθέστε σε ποτήρι ζέσεως των 100 mL, 2mL διαλύματος CH_3COONa 0.2 M και 10 mL διαλύματος CH_3COOH 0.2 M μετρημένα με σιφώνια. (1^ο Ρυθμιστικό)
- Προσθέστε σε δεύτερο ποτήρι ζέσεως των 100 mL 2mL διαλύματος CH_3COONa 0.2 M και 1 mL διαλύματος CH_3COOH 0.2 M. (2^ο Ρυθμιστικό)
- Σε τρίτο ποτήρι ζέσεως, προσθέστε 2mL, διαλύματος CH_3COONa 0.2 M και 0.1 mL διαλύματος CH_3COOH 0.2 M. (3^ο Ρυθμιστικό)
- Συμπληρώστε με νερό τον όγκο έως 20mL και στα τρία ποτήρια και αναδεύστε καλά με γυάλινη ράβδο. Ξεπλείντε τη γυάλινη ράβδο με απιονισμένο νερό πριν αναδεύσετε με αυτή το διάλυμα νέου ποτηριού.
- Μετρήστε το pH των ρυθμιστικών διαλυμάτων με πεχάμετρο, καθώς και με πεχαμετρικό χαρτί. Καταγράψτε σε πίνακα τις μετρήσεις.



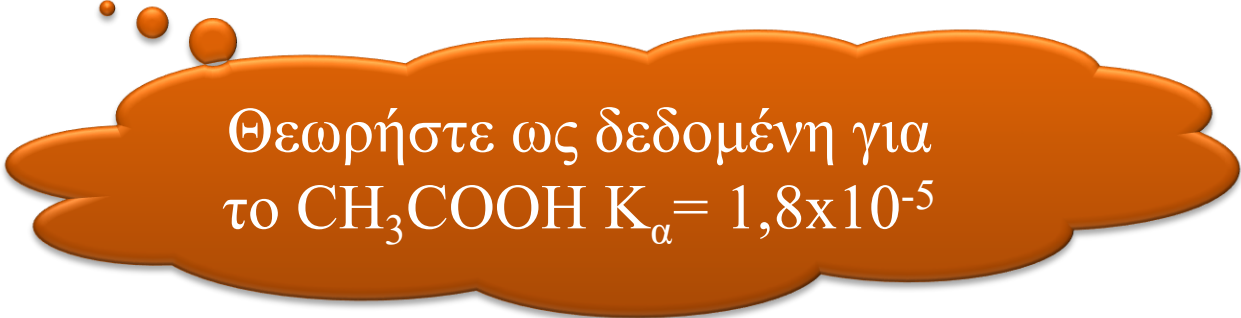
ΜΕΤΡΗΣΕΙΣ - ΑΠΟΤΕΛΕΣΜΑΤΑ

pH	1° Ρυθμιστικό	2° Ρυθμιστικό	3° Ρυθμιστικό
Πεχαμετρικό χαρτί			
Πεχάμετρο			
Θεωρητική τιμή			



ΑΝΑΛΥΣΗ ΔΕΔΟΜΕΝΩΝ

1. Να υπολογίσετε και να καταγράψετε στον Πίνακα αποτελεσμάτων τις θεωρητικές τιμές των διαλυμάτων σας.
2. Αιτιολογήστε τις όποιες διαφορές των θεωρητικών σας τιμών από τις πειραματικές.



Θεωρήστε ως δεδομένη για
το CH_3COOH $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$

ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

- Σύγχρονη Γενική Χημεία Αρχές και Εφαρμογές, Ebbing Gammon, Μετάφραση: Νικόλαος Δ. Κλούρας Καθηγητής Τμήματος Χημείας Π.Π., 10^η Διεθνής Έκδοση, Εκδόσεις Τραυλός
- ΧΑΤΖΗΩΑΝΝΟΥ, Θ.Π., «Ποιοτική Ανάλυση και Χημική Ισορροπία », 7^η έκδοση, 1983.