



ΤΕΧΝΟΛΟΓΙΚΟ
ΕΚΠΑΙΔΕΥΤΙΚΟ
ΙΔΡΥΜΑ
—
ΤΕΙ ΗΠΕΙΡΟΥ

Γεωργική Χημεία

Εργαστηριακές ασκήσεις

Γεώργιος Παπαδόπουλος, Καθηγητής Τμ. Τεχνολόγων Γεωπόνων Τ.Ε.

Άδειες Χρήσης

Το παρόν εκπαιδευτικό υλικό υπόκειται σε άδειες χρήσης Creative Commons. Για εκπαιδευτικό υλικό, όπως εικόνες, που υπόκειται σε άλλου τύπου άδειας χρήσης, η άδεια χρήσης αναφέρεται ρητώς.



Χρηματοδότηση

Το παρόν εκπαιδευτικό υλικό έχει αναπτυχθεί στα πλαίσια του εκπαιδευτικού έργου του διδάσκοντα. Το έργο «**Ανοικτά Ακαδημαϊκά Μαθήματα στο ΤΕΙ Ηπείρου**» έχει χρηματοδοτήσει μόνο τη αναδιαμόρφωση του εκπαιδευτικού υλικού.



Το έργο υλοποιείται στο πλαίσιο του Επιχειρησιακού Προγράμματος «Εκπαίδευση και Δια Βίου Μάθηση» και συγχρηματοδοτείται από την Ευρωπαϊκή Ένωση (Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο) και από εθνικούς πόρους.

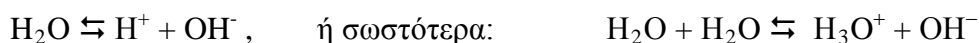


ΑΣΚΗΣΗ 4. ΠΡΟΣΔΙΟΡΙΣΜΟΣ ΤΟΥ pH ΔΙΑΛΥΜΑΤΩΝ

A. Θεωρητικό μέρος

1. Ιοντισμός του νερού

Έχει διαπιστωθεί ότι το εντελώς καθαρό νερό παρουσιάζει μια πολύ μικρή αγωγιμότητα (δηλ. παρουσία διαλυμένων ιόντων), η οποία αποδείχτηκε ότι οφείλεται στον ιοντισμό πολύ μικρού αριθμού μορίων νερού σύμφωνα με την εξίσωση:



Συνεπώς, το νερό είναι ταυτόχρονα και ασθενές οξύ και ασθενής βάση, διότι από τη διάσταση ενός μορίου του προκύπτει ένα ιόν υδρογόνου, H^+ , (ή ορθότερα οξωνίου, H_3O^+) και ένα ιόν υδροξυλίου, OH^- .

$$\text{Η σταθερά ιοντισμού του νερού είναι: } K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \quad (1)$$

όπου: $[\text{H}_2\text{O}] = 1000 \text{ g/L} / 18 \text{ g/mol} = 55.55 \text{ mol/L}$ ή $55,55 \text{ M}$, δηλαδή πολύ μεγάλη σε σχέση με τις συγκεντρώσεις των ιόντων H^+ και OH^- , στα οποία το νερό διίσταται μόνον ελάχιστα.

Άρα, η $[\text{H}_2\text{O}]$ είναι πρακτικά σταθερή. Οπότε από την (1): $K [\text{H}_2\text{O}] = \text{σταθερό} = K_w$

$$\text{Άρα, } K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \quad (2)$$

Αυτή η K_w προσδιορίστηκε πειραματικά ότι είναι ίση με 10^{-14} M^2 , στους 25°C .

Από την (2) μπορούμε να υπολογίσουμε τις $[\text{H}^+]$ και $[\text{OH}^-]$ όχι μόνο στο νερό, αλλά σε οποιοδήποτε υδατικό διάλυμα. Ας προσέξουμε λοιπόν, ότι η συγκέντρωση των H^+ ή OH^- για να υπολογίσουμε το pH και το pOH θα είναι πάντα σε M (γραμμοϊόντα/λίτρο).

Για την διευκόλυνση των πράξεων (με αποφυγή των αρνητικών δυνάμεων του 10) σε υπολογισμούς που περιλαμβάνουν $[\text{H}^+]$ ή $[\text{OH}^-]$ ο Δανός χημικός Sørensen εισήγαγε το 1909 τον όρο pH (πε-χα).

Ως pH ορίζεται ο αρνητικός δεκαδικός λογάριθμος (με βάση το 10) της συγκέντρωσης των ιόντων υδρογόνου του διαλύματος.

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

Όμοια, ορίζεται το pOH (πε-ο-χα):

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

Ισχύει ότι $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ (στους 25°C).

Αυτό προκύπτει αν πάρουμε τον αρνητικό λογάριθμο και των δύο πλευρών της εξίσωσης (2): $-\log [\text{H}^+][\text{OH}^-] = -\log 10^{-14}$

$$pH - \log [H^+] - \log [OH^-] = - (-14)$$

$$\text{οπότε, } pH + pOH = 14$$

Αν σε ένα διάλυμα στους 25°C:

α) $pH = pOH$, τότε $[H^+] = [OH^-]$, οπότε το διάλυμα είναι **ουδέτερο**

β) $pH > 7$, τότε $pOH < 7$, ή $[H^+] < [OH^-]$, οπότε το διάλυμα είναι **αλκαλικό**

γ) $pH < 7$, τότε $pOH > 7$, ή $[H^+] > [OH^-]$, οπότε το διάλυμα είναι **όξινο**

Η σχέση pH , $[H^+]$ και $[OH^-]$ φαίνεται στο Σχήμα 1.

$[OH^-]$	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	10^0
$[H^+]$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14

←-----πολύ όξινο-----→ ←-----λιγότερο όξινο-----→ ←-----λιγότερο βασικό-----→ ←-----πολύ βασικό-----→

Σχήμα 1. Συγκεντρώσεις H^+ , OH^- , σε υδατικό διάλυμα και σχέσεις pH και pOH .

Ας συνειδητοποιήσουμε λοιπόν ότι για κάθε υποδεκαπλασιασμό της συγκεντρώσεως H^+ σε ένα διάλυμα, *αυξάνεται* το pH κατά μία μονάδα, ενώ για κάθε δεκαπλασιασμό της H^+ *μειώνεται* το pH κατά μία μονάδα. Αυτό ισχύει ανεξάρτητα από το αν η τιμή του pH είναι ακέραια ή δεκαδική. Π.χ., $pH = 4,3$ σημαίνει $[H^+] = 10^{-4,3} M$, ενώ $pH = 5,3$ σημαίνει $[H^+] = 10^{-5,3} M$, ή $= 10^{-4,3} \cdot 10^{-1} M = 0,1 \cdot 10^{-4,3} M$. *Κάντε μόνοι σας τις αντίστοιχες πράξεις για να δείτε τι συμβαίνει όταν δύο διαλύματα διαφέρουν μεταξύ τους κατά δύο ή τρεις μονάδες pH .*

Πρέπει να τονιστεί ότι το pH εκφράζει την *ενεργό οξύτητα* ενός διαλύματος και όχι την *ολική (στοιχειακή) οξύτητα* του. Αποτελεί μέτρο της ισχύος κάποιου οξέος. Π.χ. δύο *ισομοριακά* διαλύματα μονοπρωτικών οξέων διαφορετικής ισχύος (π.χ. HCl και CH_3COOH διαφέρουν μεταξύ τους ως προς το pH , δηλαδή, το διάλυμα του ισχυρότερου οξέος έχει το μικρότερο pH), αλλά έχουν την ίδια ολική οξύτητα δηλαδή χρειάζεται η ίδια ποσότητα βάσης για την εξουδετέρωση τους.

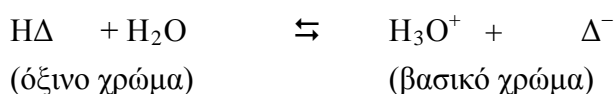
2. Χρησιμότητα του pH

Η γνώση και ο έλεγχος της $[H^+]$ είναι συχνά απαραίτητα στην ποιοτική ανάλυση γιατί ο διαχωρισμός ορισμένων ιόντων επιτυγχάνεται μόνο σε αυστηρά καθορισμένες συνθήκες οξύτητας. Κατά την διερεύνηση μιας αντίδρασης ή κατά την ανάπτυξη μιας αναλυτικής μεθόδου είναι αναγκαία η μελέτη της επίδρασης του pH . Η $[H^+]$ στο έδαφος μπορεί να επηρεάσει την δυνατότητα αφομοίωσης των θρεπτικών στοιχείων, την τοξική επίδραση κάποιων στοιχείων και την δραστηριότητα των μικροοργανισμών του εδάφους.

Ένας τρόπος παγίδευσης του αργιλίου (αλουμινίου) ώστε να μην μπορεί να εισέλθει στα φυτά μέσω του ριζικού τους συστήματος είναι η έκκριση από τα φυτά κιτρικού οξέος, το οποίο και το παγιδεύει, ώστε να παραμείνει στο έδαφος. Τέλος, όλες βιοχημικές διεργασίες μέσα στους ζωντανούς οργανισμούς επιτελούνται σε αυστηρά καθορισμένες τιμές pH, οι οποίες και χαρακτηρίζουν κάθε υποκυτταρικό διαμέρισμα (λυσοςώματα, ενδοπλασματικό δίκτυο, μιτοχονδριακή μήτρα, διαλυτό μέρος του κυτταροπλάσματος, χλωροπλάστες), ενώ η δράση κάποιων φαρμάκων μπορεί να καθοριστεί από την οξύτητά τους. Όπως τονίστηκε στο μάθημα της Βιολογίας, η ρύθμιση του pH στους ζωντανούς οργανισμούς είναι μια από τις απαραίτητες λειτουργίες τους ώστε να διατηρείται σταθερό το εσωτερικό τους περιβάλλον, δηλαδή αυτή η ρύθμιση είναι μέρος της ομοιόστασης τους.

3. Προσδιορισμός του pH

Μπορεί να επιτευχθεί με χρωματομετρικές και με ηλεκτρομετρικές μεθόδους. Στις χρωματομετρικές μεθόδους χρησιμοποιούνται ειδικές οργανικές ουσίες που λέγονται *πρωτολυτικοί δείκτες*, (Πίνακας 1), οι οποίες έχουν την ιδιότητα να αλλάζουν χρώμα μέσα σε καθορισμένα όρια pH. Οι πρωτολυτικοί δείκτες (επειδή δείχνουν την λύση, δηλ. διάσταση ενός πρωτονίου (ιόντος υδρογόνου) από το μόριο του δείκτη) είναι ασθενή οργανικά οξέα ή ασθενείς οργανικές βάσεις των οποίων τα αδιάστατα μόρια έχουν διαφορετικό χρώμα από το χρώμα των ανιόντων (για οξέα) ή των κατιόντων (για βάσεις). Έστω ΗΔ ένα ασθενές οξύ που ιονίζεται σύμφωνα με την εξίσωση:



Σε όξινο περιβάλλον η παραπάνω ισορροπία μετατοπίζεται προς τα αριστερά και υπερσχύει το χρώμα των αδιάστατων μορίων ΗΔ (όξινο χρώμα) ενώ σε αλκαλικό μετατοπίζεται προς τα δεξιά και υπερσχύει το χρώμα των ανιόντων Δ^- (βασικό χρώμα).

Πρακτικά το pH ενός διαλύματος προσδιορίζεται με τη βοήθεια δεικτών ως εξής: σε σειρά δοκιμαστικών σωλήνων τοποθετείται ποσότητα του εξεταζόμενου διαλύματος, προστίθενται σταγόνες δείκτη και παρατηρείται ποιος δείκτης αλλάζει χρώμα. Το pH θα βρίσκεται μεταξύ των τιμών pH στις οποίες αλλάζει χρώμα ο δείκτης. Ακριβέστερος προσδιορισμός του pH μπορεί να γίνει με σύγκριση του χρώματος που παίρνει ο δείκτης στο εξεταζόμενο διάλυμα με τα χρώματα που παίρνει ο ίδιος δείκτης σε μια σειρά ρυθμιστικών διαλυμάτων γνωστού pH.

Αντί για διαλύματα δεικτών μπορεί να χρησιμοποιηθεί το pH-μετρικό χαρτί δηλαδή ένα ειδικό χαρτί διαποτισμένο με ένα δείκτη ή, συνηθέστερα, με μίγμα δεικτών.

Το χαρτί εμβαπτίζεται στο εξεταζόμενο διάλυμα και χρωματίζεται χαρακτηριστικά ανάλογα με το pH του διαλύματος.

Στις ηλεκτρομετρικές μεθόδους ο προσδιορισμός του pH γίνεται με ειδικά όργανα, τα pH-μετρα (Σχήμα 2) τα οποία δίνουν πολύ ακριβείς τιμές pH. Η αρχή των μεθόδων αυτών είναι η εξής: στο εξεταζόμενο διάλυμα εμβαπτίζονται δύο ηλεκτρόδια, ένα ενδεικτικό ηλεκτρόδιο του οποίου το δυναμικό είναι συνάρτηση της ενεργότητας των ιόντων H^+ (συνήθως ηλεκτρόδιο υάλου) και ένα ηλεκτρόδιο αναφοράς σταθερού δυναμικού (συνήθως ηλεκτρόδιο καλομέλανα) και μετράται η διαφορά δυναμικού που αναπτύσσεται μεταξύ των ηλεκτροδίων η οποία αποτελεί μέτρο του pH του διαλύματος.

B. Πειραματικό μέρος

Αντιδραστήρια - Σκεύη - Όργανα

1. Ηλεκτρικό πεχάμετρο
2. Πρότυπα ρυθμιστικά διαλύματα (buffers) βαθμονόμησης του πεχαμέτρου
3. Υδατικά διαλύματα: HCl συγκέντρωσης 0,1 N, NaOH συγκέντρωσης 0,1 N, KCl συγκέντρωσης 1 N, και CH₃COOH συγκέντρωσης 0,1N.
4. Εμφιαλωμένο νερό, εμφιαλωμένα αναψυκτικά, εμφιαλωμένοι χυμοί.
5. Γυάλινη ράβδος, ποτήρι ζέσης.

ΕΚΤΕΛΕΣΗ ΤΟΥ ΠΕΙΡΑΜΑΤΟΣ

1. Ηλεκτρομετρικός προσδιορισμός

α. Συνδέουμε το όργανο με το ηλεκτρικό ρεύμα και το αφήνουμε να θερμανθεί για 10 min τουλάχιστον πριν το χρησιμοποιήσουμε.

β. Βαθμονομούμε το όργανο με τα πρότυπα διαλύματα. Είναι επιθυμητό οι τιμές των ρυθμιστικών διαλυμάτων (buffer) να βρίσκονται κοντά στις τιμές pH των διαλυμάτων που θέλουμε να μετρήσουμε (πχ για αλκαλικά διαλύματα το όργανο ρυθμίζεται με ρυθμιστικό διάλυμα pH = 8). Τα συνήθη ρυθμιστικά διαλύματα αφορούν τιμές pH 4, 7, και 10.

γ. Ρυθμίζουμε την θερμοκρασία του οργάνου σύμφωνα με την θερμοκρασία των εξεταζομένων διαλυμάτων.

δ. Πλένουμε το ηλεκτρόδιο με απεσταγμένο νερό.

ε. Στεγνώνουμε το ηλεκτρόδιο προσεκτικά με διηθητικό χαρτί,

στ. Εμβαπτίζουμε το ηλεκτρόδιο στο εξεταζόμενο διάλυμα και σημειώνουμε την τιμή του pH.

ζ. Μεταξύ δύο μετρήσεων πλένουμε και στεγνώνουμε το ηλεκτρόδιο,

η. Μεταξύ δύο μετρήσεων διακόπτουμε την λειτουργία μέτρησης (επαναφέρουμε τον διακόπτη) για λόγους ασφαλείας του οργάνου.

2. Σε 20 mL διαλύματος HCl, κανονικότητας 0,1 N, προσθέτουμε: α) 10 mL β) 20 mL γ) 30 mL, NaOH, όλα κανονικότητας 0,1 N, και προσδιορίζονται ηλεκτρομετρικά οι τιμές pH.

Ερώτηση: Να υπολογιστούν θεωρητικά και πειραματικά οι τιμές των pH όλων των παραπάνω διαλυμάτων και να σχολιαστούν οι παρατηρούμενες διαφορές.



A.



B.

Σχήμα 2. Πεγάμετρο. **A.** Αυτό είναι ένα ψηφιακό pH-μετρο, όπου αντί δύο ηλεκτροδίων έχει ένα ηλεκτρόδιο συνδυασμού. Τα δοχεία με τους κύκλους διαφορετικού χρώματος περιέχουν τρία διαφορετικά ρυθμιστικά διαλύματα. (Πηγή:

http://gr.mt.com/eur/en/home/products/Laboratory_Analytics_Browse/pH.html?cmp=sea_05010123&bookedkeyword=%2Bph%20%2Bmeter%20%2Blab&matchtype=b&adtext=54171599839&placement=&network=g , 15-11-14, 15.06).

B. Για εργασίες πεδίου (στο αγρόκτημα, στα ποτάμια, τις λίμνες, τη θάλασσα, στις ιχθυοκαλλιέργειες, στο θερμοκήπιο ή στον στάβλο) υπάρχουν πολύ αξιόπιστα φορητά pH-μετρα τα οποία λειτουργούν με ηλεκτρικά στοιχεία (μπαταρίες)

(Πηγή:http://www.atas.gr/product.php?products_id=280, 15-11-14, 14.55).

Η ΠΑΡΑΘΕΣΗ ΦΩΤΟΓΡΑΦΙΩΝ ΣΥΣΚΕΥΩΝ ΚΑΙ ΣΚΕΥΩΝ ΑΠΟ ΕΜΠΟΡΙΚΟΥΣ ΠΡΟΜΗΘΕΥΤΕΣ, ΕΠ' ΟΥΔΕΝΙ ΛΟΓΩ ΜΠΟΡΕΙ ΝΑ ΕΚΛΗΦΘΕΙ ΚΑΙ ΩΣ ΣΥΣΤΑΣΗ Ή ΔΙΑΦΗΜΙΣΗ ΤΩΝ ΠΡΟΪΟΝΤΩΝ ΤΟΥΣ.

3. Να μετρήσετε το pH στο εμφιαλωμένο νερό, στα αναψυκτικά και τους χυμούς. Σε ένα πίνακα να καταγράψετε για το κάθε ένα τη τιμή του pH του διαλύματος. Σε ξεχωριστή στήλη του πίνακα, να καταγράψετε όλες τις ουσίες που περιέχει το κάθε ποτό (ακόμη και το εμφιαλωμένο νερό). Να υπογραμμίσετε αυτές που πιστεύετε ότι συνεισφέρουν στην οξύτητα ή την αλκαλότητα (δηλαδή, είναι αντίστοιχα οξέα ή βάσεις) του κάθε ποτού.

Είδος	Νερό βρύσης	Απιοντισμένο νερό	Χυμός από πορτοκάλι	Πορτοκαλάδα, χωρίς ανθρακικό	Πορτοκαλάδα, με ανθρακικό	Κόκα-Κόλα ή Πέψι-Κόλα
Χρώμα						
pH						

Παρατηρήσεις:

ΠΙΝΑΚΑΣ Ι Πρωτολυτικοί δείκτες

<i>Δείκτης, ΗΔ</i>	pK_{HA}	<i>Περιοχή αλλαγής χρώματος</i>	<i>Χρώμα σε όξινο περιβάλλον</i>	<i>Χρώμα σε αλκαλικό περιβάλλον</i>
Ιώδες του μεθυλίου		0,00 - 3,2	κίτρινο	ιώδες
Κόκκινο της κρεσόλης (όξινη περιοχή)		0,2 - 1,8	κόκκινο	κίτρινο
Πράσινο του μαλαχίτη (όξινη περιοχή)		0,2 - 1,8	κίτρινο	πρασινόμπλε
Κυανό της θυμόλης (όξινη περιοχή)	1,6	1,2 - 2,8	κόκκινο	κίτρινο
2,4-Δινιτροφαινόλη		2,6 - 4,4	άχρωμο	κίτρινο
Κυανό της βρωμοφαινόλης	4,2	3,0 - 4,6	κίτρινο	κυανοϊώδες
Πορτοκαλόχρωμο του μεθυλίου (ηλιανθίνη)	3,5	3,2 - 4,4	κόκκινο	κιτρινο-πορτοκαλί
Κόκκινο του Κογκό		3,0 - 5,2	κυανοϊώδες	κόκκινο
Πράσινο της βρωμοκρεσόλης	4,9	3,9 - 5,4	κίτρινο	κυανό
Κόκκινο του μεθυλίου	5,0	4,2 - 6,2	κόκκινο	κίτρινο
π-Νιτροφαινόλη		5,0 - 7,0	άχρωμο	κίτρινο
Πορφυρό της βρωμοκρεσόλης	6,4	5,2 - 6,8	κίτρινο	πορφυρό
Κυανό της βρωμοθυμόλης	7,3	6,0 - 7,6	κίτρινο	κυανό
Κόκκινο της φαινόλης	8,0	6,8 - 8,2	κίτρινο	κόκκινο
Κόκκινο της κρεσόλης (βασική περιοχή)	8,2	7,2 - 8,8	κίτρινο	κόκκινο
Ηλιοτρόπιο		5,0 - 8,0	κόκκινο	κυανό
Κυανό της θυμόλης (βασική περιοχή)	9,0	8,0 - 9,6	κίτρινο	κυανό
Φαινολοφθαλείνη	9,5	8,0 - 9,8	άχρωμο	κόκκινο
Θυμολοφθαλείνη	9,5	9,3 - 10,0	άχρωμο	κυανό
Κίτρινο της αλιζαρίνης		10,1 - 12,0	κίτρινο	κόκκινο
Πράσινο του μαλαχίτη (βασική περιοχή)		11,4 - 13,0	πράσινο	άχρωμο
Τρινιτροβενζόλιο		12,0 - 14,0	άχρωμο	πορτοκαλί

Ο κατάλογος δεικτών είναι ακόμη πιο μεγάλος. Προσέξτε ότι ορισμένοι δείκτες έχουν δύο διαφορετικές αντιδράσεις, μια στην όξινη και μια στη βασική περιοχή. Αυτό σημαίνει ότι έχουν δύο διαστάσεις στις οποίες χάνουν από ένα ιόν υδρογόνου στην κάθε μια.

Η επιστημονική έρευνα έχει φτάσει σε σημείο που να μπορεί κάποιος με συγκεκριμένους δείκτες να καταγράψει το pH της μιτοχονδριακής μήτρας και του κυτταροπλάσματος. Σημειώστε ότι το κυτταρόπλασμα έχει μέγιστο εύρος (μεταξύ πυρηνικού περιβλήματος και κυτταρικής μεμβράνης) 10 μm, ενώ η μιτοχονδριακή μήτρα έχει μέγιστη διάσταση περίπου 1 μm. Δηλαδή, ΔΕΝ ΧΩΡΑ ΗΛΕΚΤΡΟΔΙΟ ΕΚΕΙ ΜΕΣΑ! Οι δείκτες αυτοί όμως έχουν επιλεγεί ώστε να φθορίζουν, μετά από απορρόφηση φωτός, ενώ στους συνηθισμένους δείκτες για pH όπως στον πίνακα πιο πάνω, το κριτήριο επιλογής είναι μόνον τα χρώματα που έχουν πριν και μετά τη πρόσληψη ιόντων υδρογόνου.

ΕΙΣΗΓΗΣΕΙΣ ΓΙΑ ΠΕΡΑΙΤΕΡΩ ΕΡΓΑΣΙΑ:

1. Κοιτάξτε διάφορα προϊόντα που χρησιμοποιείτε στο σπίτι σας (από συσκευασμένα τρόφιμα, μέχρι είδη υγιεινής φροντίδας). Γιατί άραγε ορισμένα από αυτά αναγράφουν τιμές pH; Έχουν μήπως και κάποιες ανακολουθίες στο τι γράφουν;

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Σκεφτείτε σε πόσα διαφορετικά φαγητά προσθέτουμε συστατικά που είναι όξινα ή βασικά. Μπορείτε να σκεφτείτε μερικές ευεργετικές χρήσεις αυτών των συστατικών;
2. Ποιό όργανο στα ζώα αντέχει σε πολύ χαμηλό pH; Ποιος είναι ο λόγος που το pH εκεί είναι τόσο χαμηλό; Πώς προστατεύεται αυτό το όργανο από τόσο ακραίες συνθήκες;
3. Υπάρχουν μικροοργανισμοί, που ονομάζονται ακραιόφιλοι (νεοελληνικά *extremophiles!*), και έχουν προσαρμοστεί σε ακραίες συνθήκες (π.χ. πολύ υψηλές ή χαμηλές θερμοκρασίες, συνθήκες μεγάλης οξύτητας ή αλκαλότητας). Πώς φαντάζεστε ότι είναι ένα βακτήριο που ζει σε συνθήκες μεγάλης οξύτητας;

ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

1. Ευστ. Ταμουτσίδα, *Γεωργική Χημεία*, έκδοση ίδιου, Β έκδοση, 2008
2. Μ. Λάλια – Καντούρη και Στ. Παπαστεφάνου, *Γενική και Ανόργανη Χημεία*, 2^η έκδοση, Εκδόσεις Ζήτη, Θεσσαλονίκη, 2012

3. Κ.Δ. Ξένου και Ευγ. Ξένου, *Γενική και Ανόργανη Χημεία*, Μακεδονικές Εκδόσεις, Θεσσαλονίκη, 2009
4. Ν. Λυδάκη-Σημαντήρη. *Γενική χημεία και ενόργανη ανάλυση: Θέματα και εργαστηριακές ασκήσεις*. Εκδόσεις Τζιόλα, 2009, 408 σελ.
5. G. Nelson Eby, *Principles of Environmental Geochemistry*, 2004, Thomson, Brooks/Cole, μετάφραση Νίκος Λυδάκης-Σημαντήρης, 2011, Εκδόσεις Κωσταράκη.
- 6*. J.M. Berg, J.L Tymoczko, L.Sryer, *Βιοχημεία*, 7^η έκδοση, Πανεπιστημιακές Εκδόσεις Κρήτης, Ηράκλειο 2014. *Βλέπε Κεφάλαια 1, 18 και 27 όπου αναφέρεται εξαντλητικά στη χημεία και τη βιοχημεία της ρύθμισης του pH.*
- 7*. Γρ. Χ. Διαμαντίδη, *Εισαγωγή στη Βιοχημεία*, 3^η έκδοση, University Studio Press, Θεσσαλονίκη, 2007.
- 8*. J. Clark, R. Switzer. *Πειραματική Βιοχημεία*. 2^η έκδοση. Πανεπιστημιακές Εκδόσεις Κρήτης, Ηράκλειο 2000.
- 9* Campbell Neil A., Jane B. Reece. *Βιολογία*, τόμος I. *Η χημεία της ζωής - Το κύτταρο, Γενετική*. Πανεπιστημιακές Εκδόσεις Κρήτης, Ηράκλειο 2012. *Βλέπε ειδικά, τα Κεφάλαια 3, 8, 9 και 10.*
10. Han J, Burgess K. Fluorescent indicators for intracellular pH. *Chem Rev.* (2010) **110**:2709-2928. Ελεύθερα προσβάσιμο στην <http://www.chem.tamu.edu/rgroup/burgess/pdfs/Papers/Fluorescent%20indicators%20for%20intracellular%20pH%20ex%20vivo.pdf> . Μια αναλυτικότερη περιγραφή στα αγγλικά, της χημείας, οργανικής χημείας και βιοχημείας όλων των χρησιμοποιούμενων φθορίζοντων χρωστικών για τον προσδιορισμό του ενδοκυτταρικού pH.

*Τα συγκεκριμένα βιβλία δείχνουν με μεγάλη λεπτομέρεια πώς επιτυγχάνουν οι ζωντανοί οργανισμοί τη ρύθμιση του pH στα διάφορα κυτταρικά διαμερίσματα. Θα εξετάσουμε το θέμα με τη δέουσα λεπτομέρεια στο μάθημα της Βιοχημείας του επόμενου εξαμήνου.