

# Σχετική ισχύς οξέων και βάσεων

## ΣΚΟΠΟΣ

Σκοπός αυτής της ενότητας είναι:

(α) Να μάθουμε να κατατάσσουμε τα οξέα και τις βάσεις σε σειρά, ανάλογα με τη σχετική τους τάση να δίνουν πρωτόνια (οξέα) ή να προσλαμβάνουν πρωτόνια (βάσεις), σύμφωνα με τη θεωρία των Brønsted–Lowry.

Αυτό επιτυγχάνετε αν μάθουμε να συσχετίζουμε τις όξινες ή βασικές ιδιότητες μιας ουσίας με τη μοριακή της δομή.

(β) Να γνωρίσουμε τον αυτοϊοντισμό του νερού και μέσω αυτού να οδηγηθούμε στη σημαντικότερη έννοια του pH διαλυμάτων.

# Προσδοκώμενα αποτελέσματα

Όταν θα έχετε μελετήσει αυτό το κεφάλαιο, θα μπορείτε να:

- ❖ Βρίσκετε αν ένα οξύ είναι ισχυρότερο από ένα άλλο. Το ίδιο και για τις βάσεις.
- ❖ Προβλέπετε αν μια οξεοβασική αντίδραση ευνοεί τα αντιδρώντα ή τα προϊόντα.
- ❖ Κατανοείτε τη σχέση ανάμεσα στην ισχύ ενός οξέος και την ισχύ της συζυγούς του βάσης.
- ❖ Αναφέρετε τους δύο παράγοντες που καθορίζουν τη σχετική ισχύ οξέων (σχέση μεταξύ μοριακής δομής και ισχύος οξέων).
- ❖ Κατανοείτε τις περιοδικές τάσεις αναφορικά με την ισχύ των **δυναμικών οξέων**  $HX$ .
- ❖ Κατανοείτε τους κανόνες που διέπουν τη σχετική ισχύ των **οξοοξέων**.
- ❖ Περιγράφετε τον αυτοϊοντισμό του νερού.
- ❖ Υπολογίζετε τις συγκεντρώσεις  $H_3O^+$  και  $OH^-$  διαλύματος.
- ❖ Να αναφέρετε παραδείγματα διαλυμάτων της καθημερινότητας με τις αντίστοιχες προσεγγιστικές τιμές  $pH$  που τα χαρακτηρίζουν.
- ❖ Υπολογίζετε το  $pH$  διαλυμάτων.
- ❖ Αναφέρετε τον ρόλο των δεικτών οξέων – βάσεων στον προσδιορισμό του  $pH$ , καθώς και τα ονόματα μερικών από τους συνηθισμένους δείκτες.

# Έννοιες κλειδιά

- ❖ Ανυδρίτης βάσεως
- ❖ Ανυδρίτης οξέος
- ❖ Αυτοϊοντισμός
- ❖ Δείκτες οξέων – βάσεων
- ❖ Δυαδικά υδρίδια
- ❖ Οξοοξέα
- ❖ pH
- ❖ Σταθερά γινομένου ιόντων νερού,  $K_w$
- ❖ Υδρίδια ομοιοπολικά

## Ebbing – Gammon (Ενότητες)

15.4 Σχετική ισχύς οξέων και βάσεων

15.5 Μοριακή δομή και ισχύς οξέων

15.6 Αυτοϊοντισμός του νερού

15.7 Διαλύματα ισχυρών οξέων και βάσεων

15.8 Το pH διαλύματος

# Σχετική ισχύς οξέων και βάσεων

Η ισχύς ενός οξέος θα είναι ανάλογη του βαθμού ευκολίας με τον οποίον το οξύ χάνει ένα πρωτόνιο.

Ομοίως, μια βάση θα είναι τόσο ισχυρότερη, όσο μεγαλύτερη τάση δείχνει να προσλάβει ένα πρωτόνιο.

Η αντίδραση



είναι μετατοπισμένη πλήρως προς τα δεξιά και δείχνει ότι το HCl είναι ισχυρότερο οξύ από το ιόν υδρονίου, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>.

Επίσης, είναι φανερό ότι το H<sub>2</sub>O που δέχεται το πρωτόνιο του οξέος είναι ισχυρότερη βάση από το ιόν Cl<sup>-</sup>.

Παρατηρούμε ότι το ισχυρό οξύ HCl έχει μια ασθενή συζυγή βάση.

## 15.4 Σχετική ισχύς οξέων και βάσεων

Από τα παραπάνω προκύπτουν δύο κανόνες που πρέπει να θυμόμαστε:

1. Σε κάθε αντίδραση οξέος – βάσεως, η θέση ισορροπίας είναι μετατοπισμένη προς την πλευρά του ασθενέστερου οξέος και της ασθενέστερης βάσεως.

2. Όσο ισχυρότερο είναι ένα οξύ, τόσο ασθενέστερη είναι η συζυγής του βάση και, όσο ισχυρότερη είναι μια βάση, τόσο ασθενέστερο είναι το συζυγές της οξύ.

Πρακτικά, για να βρω τη συζυγή βάση ενός οξέος, αφαιρώ από το οξύ ένα πρωτόνιο ( $H^+$ ), ενώ για να βρω το συζυγές οξύ μιας βάσεως προσθέτω στη βάση ένα πρωτόνιο.

# Σχετική ισχύς οξέων και βάσεων

Αυξανόμενη ισχύς οξέων

Ισχυρά οξέα

**Οξύ**



**Βάση**



Αυξανόμενη ισχύς βάσεων

# Παράδειγμα 15.4

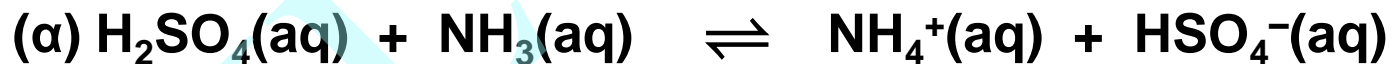
Καθορισμός της σχετικής ισχύος οξέων – βάσεων και πρόβλεψη θέσεως ισορροπίας

Καθορίστε τις συζυγίες οξέων-βάσεων (O – B) κατά Brønsted-Lowry στις ακόλουθες χημικές εξισώσεις και προβλέψτε εάν η θέση ισορροπίας σε κάθε μία είναι μετατοπισμένη προς τα δεξιά ή προς τα αριστερά.



**Απάντηση**

Συζυγίες O – B:    Οξύ<sub>1</sub>                    Βάση<sub>2</sub>                                    Οξύ<sub>2</sub>                    Βάση<sub>1</sub>



Η θέση ισορροπίας οξέος – βάσεως ευνοεί τον σχηματισμό του ασθενέστερου οξέος (και της ασθενέστερης βάσεως)  $\Rightarrow$



# Σχετική ισχύς οξέων και βάσεων

Τα οξέα HCl και HI, στο νερό φαίνονται το ίδιο ισχυρά (το νερό επιφέρει **εξίσωση διαστάσεως**)  $\Rightarrow$  για τη σύγκριση ισχύος καταφεύγουμε σε άλλο διαλύτη που είναι λιγότερο βασικός από το νερό, π.χ. το καθαρό οξικό οξύ.

Αυτοϊοντισμός οξικού οξέος:



Όταν σε διαλύτη οξικό οξύ προσθέσουμε ένα οξύ που είναι ισχυρότερο από το οξικό οξύ, τότε το οξικό οξύ δρα ως βάση δεχόμενο ένα πρωτόνιο:



Τα δύο ισχυρά οξέα HCl και HI σε οξικό οξύ ιοντίζονται ως εξής:



Το HI ιοντίζεται σε μεγαλύτερο βαθμό  $\Rightarrow$  HI > HCl

Για τη σύγκριση ισχυρών βάσεων  $\Rightarrow$  διαλύτης υγρή αμμωνία

Αυτοϊοντισμός αμμωνίας





## 15.5 Μοριακή δομή και ισχύς οξέων

Δύο τύποι οξέων: ομοιοπολικά υδρίδια,  $H_nX$ , (π.χ.  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $H_2S$ )  
οξυγονούχα οξέα (οξοοξέα ή οξυοξέα, π.χ.  $HNO_3$ ,  $HClO_4$ )

Ομοιοπολικά υδρίδια

Παράγοντες που επηρεάζουν την όξινη ισχύ ενός οξέος  $H_nX$ :

❖ 1ος παράγοντας: η πολικότητα του δεσμού  $H-X$ , η οποία συνδέεται με την ηλεκτραρνητικότητα του ατόμου  $X$

Όσο πιο πολωμένος είναι ο δεσμός  $H-X$ , δηλαδή όσο πιο ηλεκτραρνητικό είναι το  $X$ , τόσο πιο εύκολα απομακρύνεται το πρωτόνιο και τόσο πιο ισχυρό είναι το οξύ.

❖ 2ος παράγοντας: η ισχύς του δεσμού  $H-X$ , η οποία συνδέεται με το μέγεθος του ατόμου  $X$ .

Όσο μεγαλύτερο είναι το άτομο  $X$ , τόσο ασθενέστερος ο δεσμός  $H-X$ . Ασθενής δεσμός  $H-X$  σημαίνει εύκολη απόσπασση του πρωτονίου και άρα το οξύ θα είναι ισχυρό.

**!!! Ο 2ος παράγοντας είναι σημαντικότερος από τον πρώτο και είναι ο καθοριστικός.**

# Μοριακή δομή και ισχύς οξέων

Μέσα σε μια Ομάδα του Π.Π. η όξινη ισχύς των υδριδίων αυξάνεται από πάνω προς τα κάτω, παράλληλα με το μέγεθος των ατόμων.

Μέσα σε μια Περίοδο του Π.Π., και από αριστερά προς τα δεξιά, η ατομική ακτίνα ελαττώνεται βραδέως, οπότε καθοριστικός παράγοντας αναδεικνύεται η ηλεκτραρνητικότητα του ατόμου X, η οποία αυξάνεται προς την ίδια κατεύθυνση και μαζί της αυξάνεται και η όξινη ισχύς των υδριδίων.

Σύμφωνα με αυτά, για τα υδρίδια της Ομάδας 7A, η όξινη ισχύς ακολουθεί τη σειρά  $\text{HF} < \text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI}$

Για τα δυαδικά υδρίδια της 3ης περιόδου,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  και  $\text{HCl}$ , η σειρά είναι  $\text{PH}_3 < \text{H}_2\text{S} < \text{HCl}$

# Μοριακή δομή και ισχύς οξέων

Οξοοξέα ή οξυοξέα:  $(\text{HO})_m\text{ZO}_n$

Το όξινο άτομο H είναι **πάντοτε** συνδεδεμένο με ένα άτομο O, το οποίο με τη σειρά του συνδέεται με ένα άτομο Z.

Η πολικότητα των δεσμών O–H φαίνεται να είναι ο κυρίαρχος παράγοντας που καθορίζει τη σχετική ισχύ των οξοοξέων.

Ο παράγοντας αυτός με τη σειρά του εξαρτάται από την ηλεκτραρνητικότητα του ατόμου Z.

Αν η ηλεκτραρνητικότητα του ατόμου Z είναι υψηλή, ο δεσμός O–H είναι σχετικά πολωμένος και η όξινη ισχύς μεγάλη.

# Μοριακή δομή και ισχύς οξέων

Διακρίνουμε δύο περιπτώσεις:

(α) Οξοοξέα  $(\text{HO})_m\text{ZO}_n$ , με ίδιο  $n$  και διαφορετικό  $Z$ .

Τότε η όξινη ισχύς αυξάνεται με την ηλεκτραρνητικότητα του  $Z$ .

Π.χ.,  $\text{HClO} > \text{HBrO} > \text{HIO}$  (πόσο είναι εδώ το  $n$ ;) )

(β) Οξοοξέα  $(\text{HO})_m\text{ZO}_n$ , με ίδιο  $Z$  και διαφορετικό  $n$ .

Επειδή με κάθε πρόσθετο άτομο  $\text{O}$ , το άτομο  $Z$  γίνεται σημαντικά πιο ηλεκτραρνητικό, η όξινη ισχύς αυξάνεται με τον αριθμό  $n$ .

Π.χ., για τα οξοοξέα του χλωρίου

$\text{HClO}$ ,  $\text{HClO}_2$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$  ή

$\text{H}-\text{O}-\text{Cl}$ ,  $\text{H}-\text{O}-\text{ClO}$ ,  $\text{H}-\text{O}-\text{ClO}_2$ ,  $\text{H}-\text{O}-\text{ClO}_3$ , έχουμε

$\text{H}-\text{O}-\text{Cl} < \text{H}-\text{O}-\text{ClO} < \text{H}-\text{O}-\text{ClO}_2 < \text{H}-\text{O}-\text{ClO}_3$

**!! Σε τέτοιες περιπτώσεις πρέπει οπωσδήποτε να γνωρίζουμε τους συντακτικούς τύπους των οξέων, δηλαδή, ποια άτομα συνδέονται με ποια, προκειμένου να συγκρίνουμε τα οξέα σε σχέση με τον γενικό τύπο.**

# Παράδειγμα 15.5

Καθορισμός παραγόντων που επηρεάζουν την ισχύ των οξέων

Ποιο μέλος σε καθένα από τα ακόλουθα ζεύγη είναι το ισχυρότερο οξύ;

- (α)  $\text{NH}_3$ ,  $\text{PH}_3$ ,      (β)  $\text{HI}$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$ ,      (γ)  $\text{HSO}_3^-$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  
(δ)  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_3$ ,      (ε)  $\text{HSO}_4^-$ ,  $\text{HSeO}_4^-$

## Απάντηση

### (I) Υδρίδια – οξέα (Σχήμα)

(α)  $\text{PH}_3 > \text{NH}_3$  (P, N ίδια ομάδα,  $r(\text{P}) > r(\text{N})$ )

(β)  $\text{HI} > \text{H}_2\text{Te}$  (I, Te ίδια περίοδος,  $X_{\text{I}} > X_{\text{Te}}$ )

### (II) Οξοοξέα

(γ)  $\text{H}_2\text{SO}_3 > \text{HSO}_3^-$  (ένα  $\text{H}^+$  απομακρύνεται ευκολότερα από το ουδέτερο μόριο  $\text{H}_2\text{SO}_3$  παρά από το αρνητικά φορτισμένο  $\text{HSO}_3^-$ )

(δ)  $\text{H}_3\text{AsO}_4 > \text{H}_3\text{AsO}_3$  (οξοοξέα του ίδιου στοιχείου, το  $\text{H}_3\text{AsO}_4$  έχει περισσότερα άτομα O)

(ε)  $\text{H}_2\text{SO}_4 > \text{H}_2\text{SeO}_4$  (ομόλογα οξοοξέα, ίδια ομάδα  $X_{\text{S}} > X_{\text{Se}}$ ) Για τον ίδιο λόγο,  $\text{HSO}_4^- > \text{HSeO}_4^-$

Αυξανόμενη όξινη ισχύς

4A	5A	6A	7A
----	----	----	----

$\text{CH}_4$	$\text{NH}_3$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{HF}$
	$\text{PH}_3$		$\text{HCl}$
			$\text{HBr}$
	$\text{H}_2\text{Te}$		$\text{HI}$

Αυξανόμενη όξινη ισχύς

# Οξεοβασική συμπεριφορά των οξειδίων

Βλ. και Ενότητα 8.7 (οξεοβασική συμπεριφορά οξειδίων)

Οξείδια είναι δυαδικές ενώσεις του οξυγόνου στην οξειδωτική του βαθμίδα  $-2$ .

Βασικό οξείδιο είναι ένα οξείδιο που αντιδρά με οξέα.  
Τα περισσότερα οξείδια των μετάλλων είναι βασικά.

Όξινο οξείδιο είναι ένα οξείδιο που αντιδρά με βάσεις.  
Τα περισσότερα οξείδια των αμετάλλων είναι όξινα οξείδια.

Επαμφοτερίζον οξείδιο είναι ένα οξείδιο που έχει και όξινες και βασικές ιδιότητες.

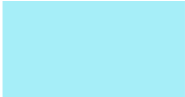


# Οξεοβασική συμπεριφορά των οξειδίων

Αυξανόμενος όξινος χαρακτήρας →

↑  
Αυξανόμενος βασικός  
χαρακτήρας  
↓

	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A
	$\text{Li}_2\text{O}$	$\text{BeO}$	$\text{B}_2\text{O}_3$	$\text{CO}_2$	$\text{N}_2\text{O}_5$		$\text{OF}_2$
	$\text{Na}_2\text{O}$	$\text{MgO}$	$\text{Al}_2\text{O}_3$	$\text{SiO}_2$	$\text{P}_4\text{O}_{10}$	$\text{SO}_3$	$\text{Cl}_2\text{O}_7$
	$\text{K}_2\text{O}$	$\text{CaO}$	$\text{Ga}_2\text{O}_3$	$\text{GeO}_2$	$\text{As}_2\text{O}_5$	$\text{SeO}_3$	$\text{Br}_2\text{O}_7$
	$\text{Rb}_2\text{O}$	$\text{SrO}$	$\text{In}_2\text{O}_3$	$\text{SnO}_2$	$\text{Sb}_2\text{O}_5$	$\text{TeO}_3$	$\text{I}_2\text{O}_7$
	$\text{Cs}_2\text{O}$	$\text{BaO}$	$\text{Tl}_2\text{O}_3$	$\text{PbO}_2$	$\text{Bi}_2\text{O}_5$	$\text{PoO}_3$	$\text{At}_2\text{O}_7$

Τα κανονικά οξείδια των αντιπροσωπευτικών στοιχείων στις μέγιστες οξειδωτικές τους βαθμίδες.

Οξείδια:  βασικά     επαμφοτερίζοντα     όξινα

# Οξεοβασική συμπεριφορά των οξειδίων

Βασικά οξείδια ή ανυδρίτες βάσεων  
(οξείδια των αντιπροσωπευτικών μετάλλων)

Βασικό οξείδιο + νερό → υδροξείδιο μετάλλου (βάση)



Όξινα οξείδια ή ανυδρίτες οξέων  
(οξείδια των αμετάλλων)

Όξινο οξείδιο + νερό → οξυγονούχο οξύ (οξοοξύ)



Επαμφοτερίζον οξείδιο (βασικό με οξέα και όξινο με βάσεις)



Οξείδια αμετάλλων σε χαμηλές οξειδωτικές βαθμίδες, όπως π.χ. το NO και το CO, δεν εμφανίζουν όξινες ιδιότητες



# Οξεοβασική συμπεριφορά των οξειδίων

Τα οξείδια των μεταβατικών μετάλλων είναι:

(α) Βασικά ή επαμφοτερίζοντα οξείδια



(β) Όξινα οξείδια (υψηλές οξειδωτικές βαθμίδες μετάλλων)



# Παράδειγμα 15.6

## Αντιδράσεις οξειδίων

Συμπληρώστε τις παρακάτω αντιδράσεις:



## Απάντηση

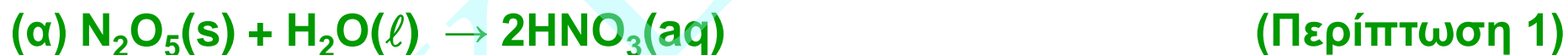
Ισχύουν τα εξής: (1) Όξινο οξείδιο (ή ανυδρίτης οξέος) +  $\text{H}_2\text{O}$  → οξυοξύ

(2) Όξινο οξείδιο (ή ανυδρίτης οξέος) + βάση → άλας +  $\text{H}_2\text{O}$

(3) Όξινο οξείδιο (ή ανυδρίτης οξέος) + βασικό οξείδιο → άλας

(4) Βασικό οξείδιο (ή ανυδρίτης βάσεως) +  $\text{H}_2\text{O}$  → βάση

(5) Βασικό οξείδιο (ή ανυδρίτης βάσεως) + οξύ → άλας +  $\text{H}_2\text{O}$



(Το  $\text{V}_2\text{O}_5$  είναι ο ανυδρίτης του ορθοβαναδικού οξέος  $\text{H}_3\text{VO}_4$ )

Πώς βρίσκω τον ανυδρίτη ενός οξοοξέος; (π.χ.  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ )

## 15.6 Αυτοϊοντισμός του νερού

Αυτοϊοντισμός είναι μια αντίδραση κατά την οποία δύο όμοια μόρια αντιδρούν παρέχοντας ιόντα:



$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} \Rightarrow K_c [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

$$K_c [\text{H}_2\text{O}]^2 = K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \quad \text{ή} \quad K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

$K_w$  = γινόμενο ιόντων νερού ή σταθερά διαστάσεως νερού

$$(\text{Στους } 25^\circ\text{C}) \Rightarrow K_w = 1,0 \times 10^{-14}$$

# Η έννοια του pH

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

potenz, potens, potential, power of Hydrogen

Peder Sørensen, Δανός Χημικός, 1909

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$\Rightarrow -\log[\text{H}^+] - \log[\text{OH}^-] = -\log(1,0 \times 10^{-14}) \Rightarrow$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14,0$$

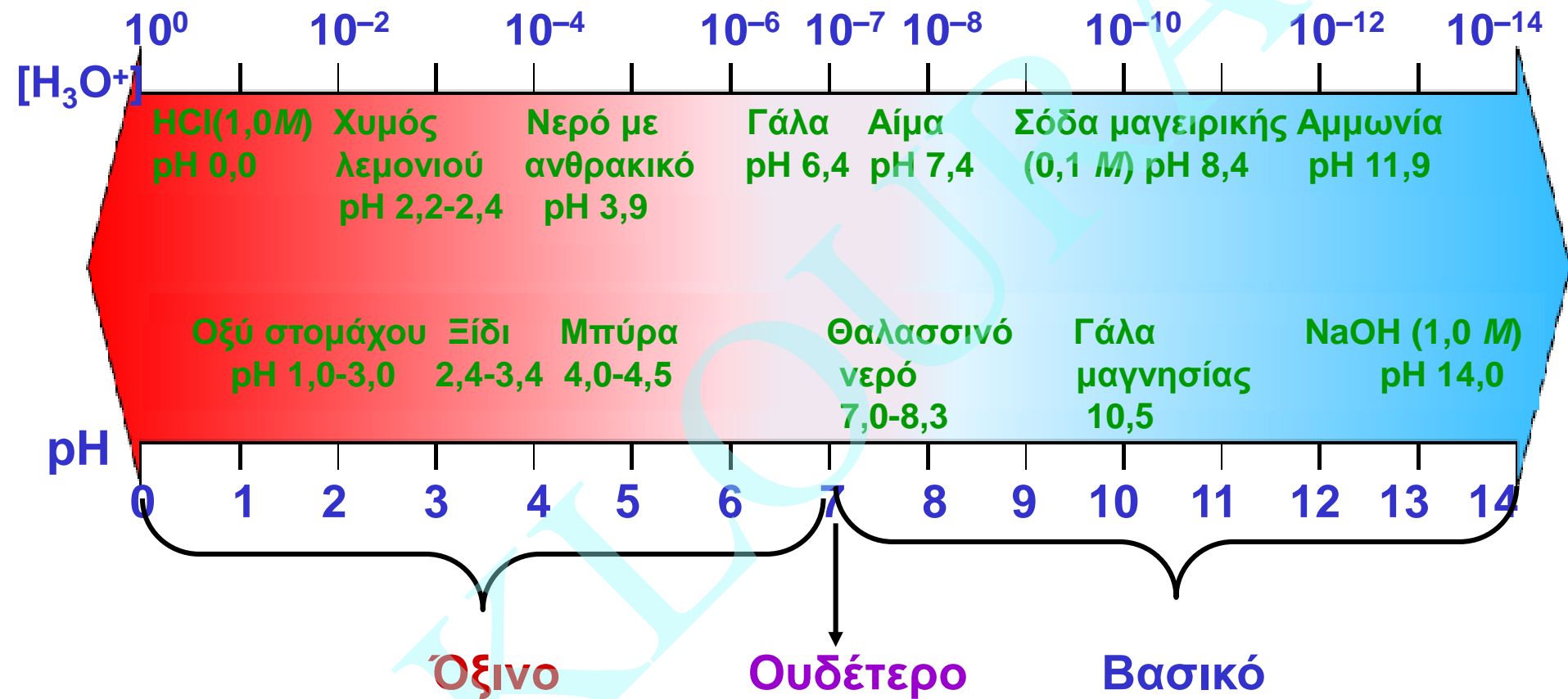
σε καθαρό νερό (25°C) :  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 7,00$

$[\text{H}_3\text{O}^+] > 1,0 \times 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} < 7,00 \Rightarrow$  διάλυμα όξινο

$[\text{H}_3\text{O}^+] < 1,0 \times 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} > 7,00 \Rightarrow$  διάλυμα βασικό ή αλκαλικό

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 7,00 \Rightarrow$  διάλυμα ουδέτερο

# Η κλίμακα του pH

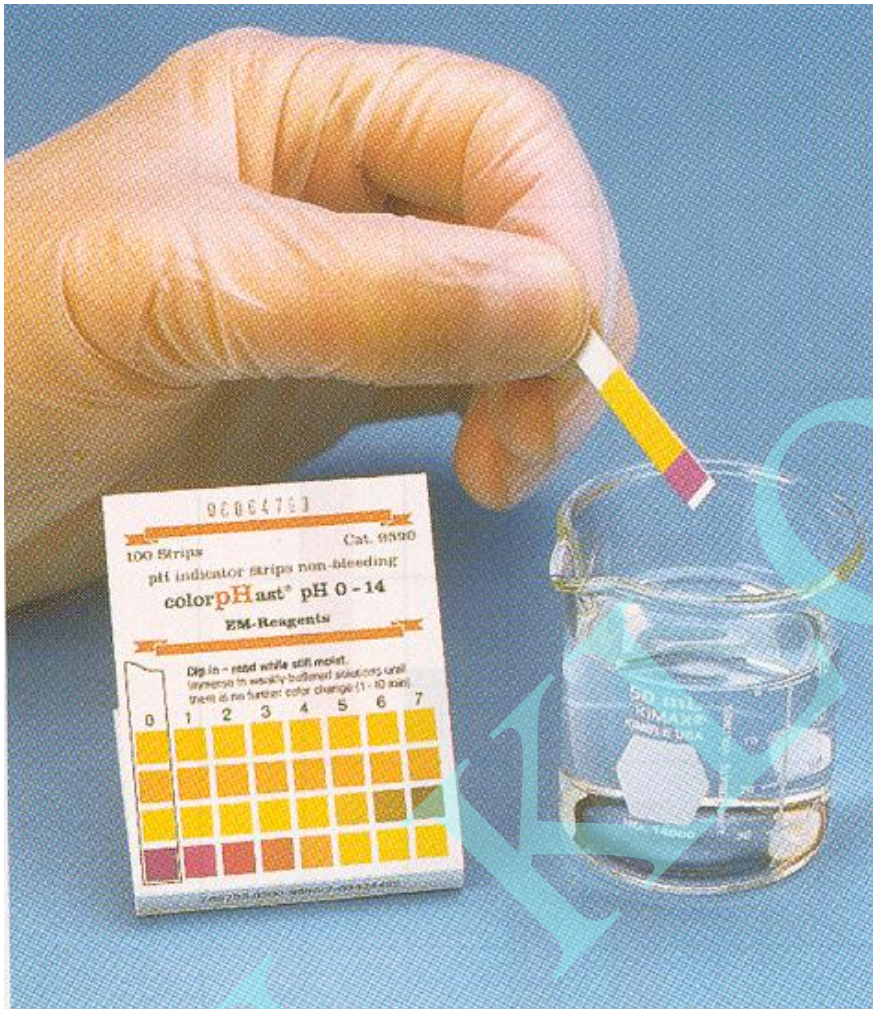


pH στομάχου 1,0 – 3,0

pH αίματος: 7,4

pH δακρύων: 6,5 – 7,6

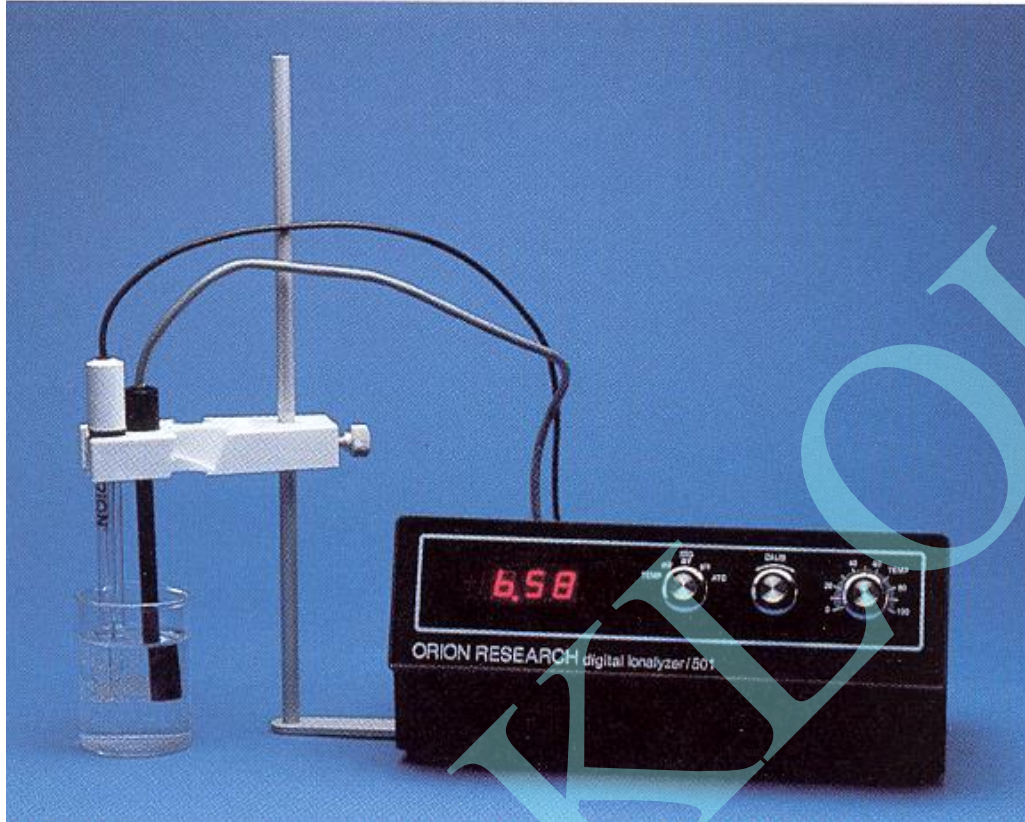
# Μέτρηση του pH



Για έναν προσεγγιστικό προσδιορισμό της τιμής του pH, μπορεί να χρησιμοποιηθεί πεχαμετρική ταινία ή ειδικό χαρτί διαποτισμένο με μίγμα δεικτών.

Η πεχαμετρική ταινία βυθίζεται στο εξεταζόμενο διάλυμα, οπότε αυτή χρωματίζεται χαρακτηριστικά, ανάλογα προς το pH του διαλύματος.

# Το πεχάμετρο



Ψηφιακό πεχάμετρο

Ο πειραματιστής τοποθετεί τα ηλεκτρόδια στο διάλυμα και διαβάζει το pH στην οθόνη του οργάνου.

Τα πεχάμετρα είναι όργανα ακριβά και ευαίσθητα και γι' αυτό απαιτείται ιδιαίτερη προσοχή κατά τη χρήση τους.

## Παράδειγμα 15.7

Υπολογισμός των συγκεντρώσεων  $\text{H}_3\text{O}^+$  και  $\text{OH}^-$  διαλύματος ισχυρού οξέος ή βάσεως

Ποιες είναι οι συγκεντρώσεις των ιόντων  $\text{H}_3\text{O}^+$  και  $\text{OH}^-$  ενός διαλύματος υδροξειδίου του στροντίου,  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ,  $0,0050 \text{ M}$  στους  $25^\circ\text{C}$ ;

**Απάντηση**

Επειδή το  $\text{Sr}(\text{OH})_2$  σχηματίζει 2 ιόντα  $\text{OH}^-$  ανά τυπική μονάδα, θα είναι  $[\text{OH}^-] = 2 \times 0,0050 \text{ M} = 0,010 \text{ M}$ .

Χρησιμοποιούμε την εξίσωση της  $K_w$  για να υπολογίσουμε την  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ .

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{0,010} = 1,0 \times 10^{-12} \text{ M}$$



## Παράδειγμα 15.8

Υπολογισμός του pH από τη συγκέντρωση των ιόντων υδρονίου  
Σε ένα εμφιαλωμένο κρασί, όταν ανοίχθηκε, η συγκέντρωση των ιόντων  $\text{H}_3\text{O}^+$  βρέθηκε ίση με  $4,3 \times 10^{-4} \text{ M}$ . Μετά την κατανάλωση της μισής ποσότητας, και αφού η φιάλη ξεχάσθηκε ανοικτή για ένα μήνα, η συγκέντρωση των ιόντων  $\text{H}_3\text{O}^+$  προσδιορίσθηκε εκ νέου και βρέθηκε ίση με  $1,2 \times 10^{-3} \text{ M}$ .

Πόση ήταν η μεταβολή του pH στις δύο περιπτώσεις;

**Απάντηση**

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

$$\text{pH}_1 = -\log(4,3 \times 10^{-4}) = 4 - \log 4,3 = 4 - 0,63 = 3,37$$

$$\text{pH}_2 = -\log(1,2 \times 10^{-3}) = 3 - \log 1,2 = 3 - 0,08 = 2,92$$

$$\text{Μεταβολή του pH} = 3,37 - 2,92 = 0,45$$

Η πτώση του pH (αύξηση της συγκέντρωσης των ιόντων  $\text{H}_3\text{O}^+$ ) οφείλεται στο ξίνισμα του κρασιού (παραγωγή οξικού οξέος από τη ζύμωση της αιθυλικής αλκοόλης)

## Παράδειγμα 15.9

Υπολογισμός συγκεντρώσεων ιόντων  $\text{H}_3\text{O}^+$  και  $\text{OH}^-$ , όταν δίνεται το pH

Το pH ενός χυμού πορτοκαλιού βρέθηκε ίσο με 3,32.  
Πόση είναι η συγκέντρωση των ιόντων  $\text{H}_3\text{O}^+$  και  $\text{OH}^-$ ;

**Απάντηση**

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

$\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\text{pH} = -3,32 \Rightarrow$

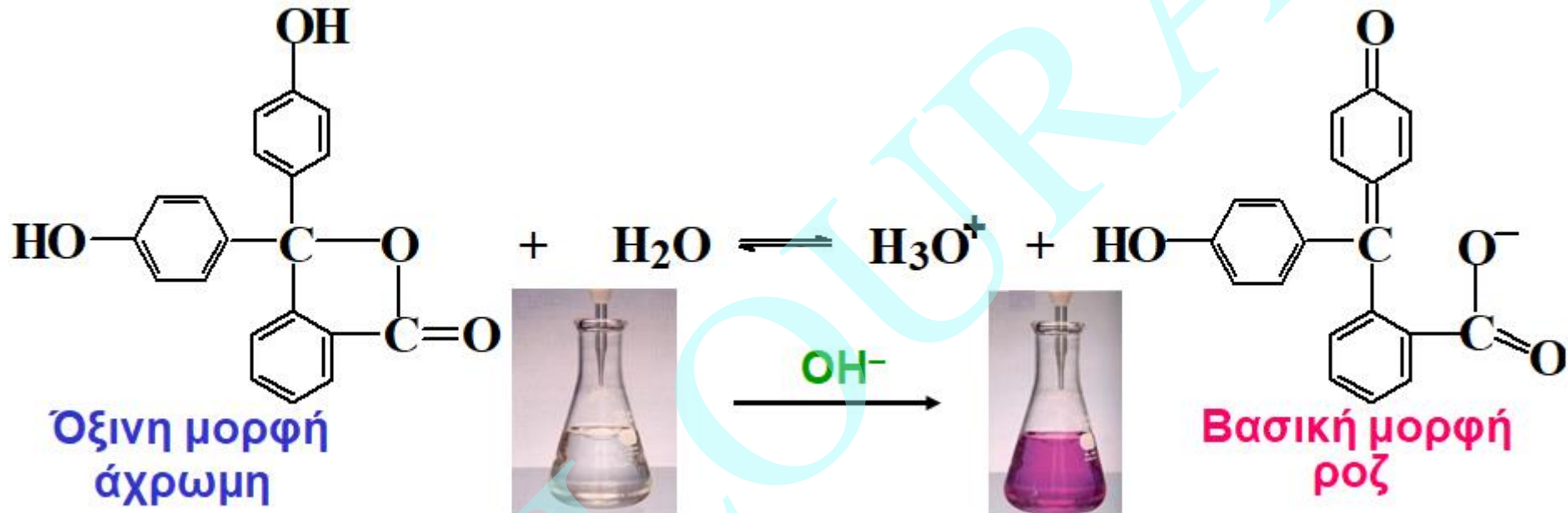
$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,32} = 0,00047 \text{ M}$  ή  $4,8 \times 10^{-4} \text{ M}$

$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14} \Rightarrow$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{4,8 \times 10^{-4}} = 2,1 \times 10^{-11} \text{ M}$$

# Δείκτες οξέων – βάσεων

Δείκτες: ασθενή οργανικά οξέα ή ασθενείς οργανικές βάσεις, των οποίων το χρώμα εξαρτάται από το pH του διαλύματος. Π.χ. φαινολοφθαλεΐνη



Όταν σε όξινο διάλυμα φαινολοφθαλεΐνης προστίθεται μια βάση, τα ιόντα  $\text{OH}^-$  της βάσης αντιδρούν με  $\text{H}_3\text{O}^+$  του διαλύματος.

Τότε, σύμφωνα με την αρχή του Le Chatelier, η παραπάνω ισορροπία μετατοπίζεται προς τα δεξιά (για αναπλήρωση των ιόντων  $\text{H}_3\text{O}^+$ )  $\Rightarrow$  η άχρωμη όξινη μορφή του δείκτη μετατρέπεται στη ροζ βασική μορφή.

Ένα διάλυμα φαινολοφθαλεΐνης αρχίζει να γίνεται ροζ σε pH γύρω στο 8,0. Σε pH 9,7 η αλλαγή χρώματος πρακτικά έχει ολοκληρωθεί.

## Δείκτες οξέων – βάσεων

Δείκτης	pK	Περιοχή pH αλλαγής χρώματος	Χρώμα	
			μόρφης του δείκτη όξινη	βασική
Μπλε θυμόλης <b>όξινο πεδίο</b>	1,6	1,1 – 2,8	κόκκινο	κίτρινο
Πορτοκαλί μεθυλίου	3,5	3,1 – 4,5	κόκκινο	κίτρινο
Πράσινο βρωμοκρεσόλης	4,9	3,8 – 5,5	κίτρινο	μπλε
Ερυθρό μεθυλίου	5,0	4,2 – 6,3	κόκκινο	κίτρινο
Ηλιοτρόπιο	7,0	5,0 – 8,0	κόκκινο	μπλε
Μπλε βρωμοθυμόλης	7,3	6,0 – 7,6	κίτρινο	μπλε
Μπλε θυμόλης <b>βασικό πεδίο</b>	9,0	8,0 – 9,6	κίτρινο	μπλε
Φαινολοφθαλεΐνη	9,5	8,3 – 10,0	άχρωμο	ρόδινο (ροζ)

!!! Όπως αποδεικνύεται θεωρητικά, οι περισσότεροι δείκτες έχουν περιοχή pH για χρωματική αλλαγή περίπου 2 μονάδων pH, όπως προβλέπεται από τη σχέση  $\text{pH} = \text{pK} \pm 1$

# Παράδειγμα 15.10

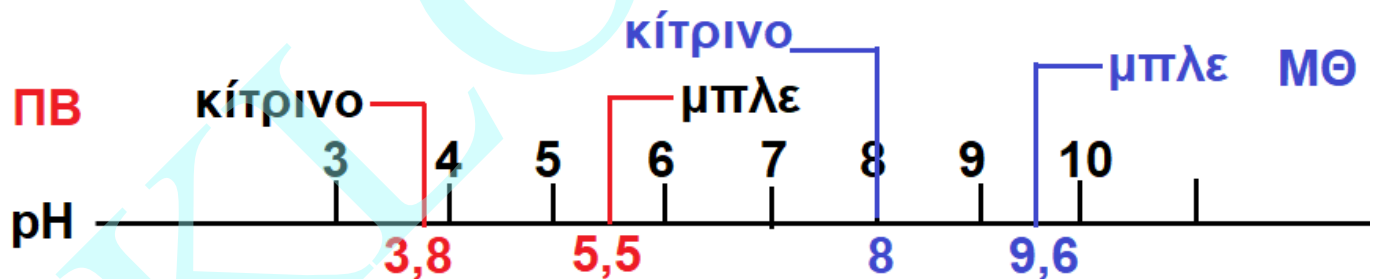
Προσδιορισμός του pH διαλύματος με τη βοήθεια δεικτών

Βρείτε κατά προσέγγιση το pH ενός διαλύματος στο οποίο ο δείκτης πράσινο της βρωμοκρεσόλης (ΠΒ) παίρνει χρώμα μπλε και το μπλε της θυμόλης (ΜΘ) (βασικό πεδίο) παίρνει χρώμα κίτρινο (βλ. πίν. δεικτών).

## Απάντηση

Το ΠΒ έχει περιοχή pH αλλαγής χρώματος 3,8 – 5,5. Σε  $\text{pH} \leq 3,8$  ο δείκτης χρωματίζει το διάλυμα κίτρινο, ενώ σε  $\text{pH} \geq 5,5$  δίνει χρώμα μπλε.

Το ΜΘ (βασικό πεδίο) έχει περιοχή pH αλλαγής χρώματος 8,0 – 9,6. Σε  $\text{pH} \leq 8,0$  ο δείκτης χρωματίζει το διάλυμα κίτρινο, ενώ σε  $\text{pH} \geq 9,6$  δίνει χρώμα μπλε.



Τελικά έχουμε: για να παίρνει μπλε χρώμα με την προσθήκη του δείκτη ΠΒ, σημαίνει ότι το διάλυμα έχει  $\text{pH} \geq 5,5$ .

Για να παίρνει κίτρινο χρώμα με την προσθήκη του δείκτη ΜΘ, σημαίνει ότι το διάλυμα έχει  $\text{pH} \leq 8,0$ .

Άρα, το pH του διαλύματος κυμαίνεται μεταξύ 5,5 και 8,0.

# Ερωτήσεις – Ασκήσεις – Προβλήματα

15.6 Ποιο από τα παρακάτω άλατα, όταν διαλυθεί στο νερό, δίνει την ισχυρότερη βάση;

(α) NaBrO (β) NaIO (γ) NaClO

15.7 Ποιο από τα παρακάτω είναι ο ανυδρίτης του υδροξειδίου του μαγγανίου(III),  $Mn(OH)_3$ ;

(α)  $Mn_2O_7$  (β)  $MnO$ , (γ)  $MnO_2$  (δ)  $Mn_2O_3$  (ε)  $MnO_2H$

15.8 Σε υδατικό διάλυμα, ποιο από τα παρακάτω ιόντα είναι ισχυρότερο οξύ από το οξικό οξύ;

(α)  $CH_3COO^-$  (β)  $H_2PO_4^-$  (γ)  $NH_4^+$  (δ)  $HPO_4^{2-}$  (ε)  $HSO_4^-$

15.9 Ποιο μέλος σε καθένα από τα παρακάτω ζεύγη περιμένετε να είναι περισσότερο βασικό;

(α) NaH ή ClH (β)  $CH_3COO^-$  ή  $ClO_4^-$  (γ)  $CH_3COO^-$  ή  $CN^-$   
(δ)  $[Al(OH_2)_5OH]^{2+}$  ή  $[Zn(OH_2)_5OH]^+$  (ε)  $ClCH_2COO^-$  ή  $BrCH_2COO^-$

15.10 (α) Ένα δείγμα ξιδιού έχει συγκέντρωση ιόντων υδρονίου  $7,5 \times 10^{-3} M$ . Πόσο είναι το pH του ξιδιού;

(β) Ένα διάλυμα σόδας πλυσίματος (ανθρακικό νάτριο,  $Na_2CO_3$ ) έχει συγκέντρωση ιόντων υδροξειδίου  $0,0040 M$ . Πόσο είναι το pH και το pOH στους  $25^\circ C$ ;