

# 1<sup>η</sup> Ενότητα: ΟΞΕΑ – ΒΑΣΕΙΣ – ΑΛΑΤΑ

## 1<sup>ο</sup> Κεφάλαιο: ΟΞΕΑ

### 1. Μερικά από τα συνηθισμένα οξέα και πού βρίσκονται:

Οξύ	Πού βρίσκεται
Κιτρικό οξύ	Εσπεριδοειδή
Φωσφορικό οξύ	Αναψυκτικά τύπου cola
Οξικό οξύ	Ξίδι
Ασκορβικό οξύ	Χυμοί φρούτων

### 2. Ο όξινος χαρακτήρας και τα χαρακτηριστικά του.

Το σύνολο των κοινών ιδιοτήτων των διαλυμάτων των οξέων ονομάζεται **όξινος χαρακτήρας**. Αυτές είναι:

Όξινη γεύση	Αλλαγή στο χρώμα των δεικτών	Αντίδραση με Ανθρακικά άλατα	Αντίδραση με μέταλλα
	α) <b>Δείκτες:</b> χημικές ουσίες οι οποίες με την παρουσία οξέων αλλάζουν χρώμα. β) <b>Συνηθισμένοι δείκτες:</b> ηλιανθίνη, βάμμα ηλιοτροπίου, φαινολοφθαλεΐνη, βρομοθυμόλη γ) <b>Πού βρίσκονται:</b> κόκκινο λάχανο, τσάι, πέταλλα πολλών λουλουδιών, «ιταλικά» ραδίκια	α) <b>Μερικά ανθρακικά άλατα:</b> ανθρακικό νάτριο (στο μάρμαρο), μαγειρική σόδα  β) <b>Ηαντίδραση:</b> οξύ + ανθρ. άλας → CO <sub>2</sub> + ...	α) <b>Ζωηρότητα της αντίδρασης (φθίνουσα σειρά):</b> (σελ. 14) ψευδάργυρος, σίδηρος, χαλκός (καμμία αντίδραση)  β) <b>Ηαντίδραση:</b> οξύ + μέταλλο → H <sub>2</sub> + ...

### 3. Οξέα κατά Arrhenius

α) **Εξήγηση του όξινου χαρακτήρα:** Οξέα ονομάζονται οι ενώσεις, οι οποίες, όταν διαλύονται στο νερό, δίνουν κατιόντα υδρογόνου ή υδρογονοκατιόντα, H<sup>+</sup>. Σ' αυτά οφείλεται ο όξινος χαρακτήρας.

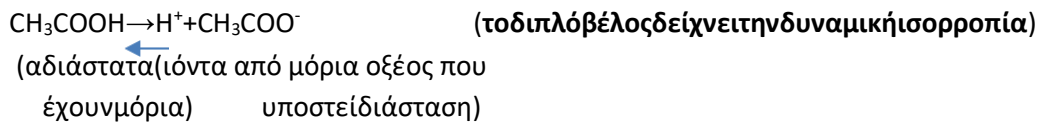
Η παρουσία H<sup>+</sup> στο νερό οφείλεται στην φυσική διεργασία που επιτελείται στο διάλυμα του οξέος που ονομάζεται διάσταση. Σ' αυτήν το μόριο του οξέος διίσταται σε υδρογονοκατιόντα και ανιόντα κάποιας χημικής ρίζας ή ενός στοιχείου, όπως π.χ. Cl.

**Όσο μεγαλύτερη είναι η συγκέντρωση των υδρογονοκατιόντων** στο διάλυμα του οξέος τόσο **εντονότερο εμφανίζει τον όξινο χαρακτήρα** το οξύ. (Σημ. συγκέντρωση = πλήθος H<sup>+</sup> ανά μονάδα όγκου διαλύματος, συνήθως 1 λίτρο ή 1 l)

β) Η διάλυση των οξέων στο νερό (βλ. πίνακα 1, βιβλίου σελ. 15)

γ) Η συγκέντρωση H<sup>+</sup> (ή [H<sup>+</sup>]) ως μέτρο της ισχύος ενός οξέος.



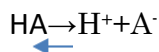


Όταν συμβαίνει μερική διάσταση ενός οξέος τότε έχει νόημα το μέγεθος «βαθμός διάστασης του οξέος», α (επί τοις εκατό), ο οποίος εκφράζει το πλήθος των μορίων (ή mols) του οξέος που έχουν υποστεί διάσταση σε σύνολο 100 μορίων (ή αντίστοιχα mols).

π.χ. υδατικό διάλυμα  $\text{CH}_3\text{COOH}$  βαθμού διάστασης  $\alpha=5\%$  σημαίνει ότι: στα 100 μόρια (ή mols) οξέος έχουν υποστεί διάσταση τα 5 μόρια (ή αντίστοιχα mols)

#### \*6. Περιπτώσεις μερικής διάστασης οξέων.

▲ Οξέα που δίνουν **ένα** ιόν  $\text{H}^+$  όταν αυτά δίστανται με βαθμό διάστασης  $\alpha\%$



τότε 1 mol οξέος δίνουν 1 mol  $\text{H}^+$  αν το οξύ διίσταται πλήρως.

Εφόσον το οξύ διίσταται μερικώς τότε θα έχουμε:

**Ένα** μόριο οξέος που **διίσταται** δίνει **ένα** ιόν  $\text{H}^+$ , επομένως 1 mol οξέος που δίστανται δίνουν 1 mol ιόντων  $\text{H}^+$ .

Εφόσον το οξύ διίσταται μερικώς με βαθμό  $\alpha\%$  σημαίνει ότι:

Στα 100 mols οξέος δίστανται τα  $\alpha$  mols και δίνουν  $\alpha$  mols  $\text{H}^+$

Γνωρίζοντας την συγκέντρωση του οξέος στο υδατικό του διάλυμα,  $[\text{HA}]$ , μπορούμε να βρούμε την συγκέντρωση  $[\text{H}^+]$ , δηλαδή το **πλήθος mols  $\text{H}^+$  ανά λίτρο διαλύματος**, που καθορίζει τον όξινο χαρακτήρα του.

▲ Οξέα που δίνουν **δύο** ιόντα  $\text{H}^+$  όταν αυτά δίστανται στο υδατικό τους διάλυμα.

Σ' αυτά η διάσταση μπορεί να πραγματοποιείται σε δύο φάσεις, όπου στην **τελική φάση προκύπτουν δύο ιόντα  $\text{H}^+$** . Σχηματικά:



Βλέπουμε ότι από την μερική διάσταση του οξέος προκύπτουν τα εξής:

**Ένα** μόριο οξέος που διίσταται δίνει **δύο** ιόντα  $\text{H}^+$ , επομένως **1 mol οξέος** που δίστανται δίνουν **2 mol ιόντων  $\text{H}^+$** .

Εφόσον το οξύ διίσταται μερικώς με **συνολικό βαθμό  $\alpha\%$**  σημαίνει ότι

:Στα 100 mols οξέος δίστανται τα  $\alpha$  mols και δίνουν  $2\alpha$  mols  $\text{H}^+$ .

Γνωρίζοντας την συγκέντρωση του οξέος στο υδατικό του διάλυμα,  $[\text{H}_2\text{A}]$ , μπορούμε να βρούμε την συγκέντρωση  $[\text{H}^+]$ , δηλαδή το **πλήθος mols  $\text{H}^+$  ανά λίτρο διαλύματος**, που καθορίζει τον όξινο χαρακτήρα του.

▲ Όμοια εργαζόμαστε για την περίπτωση οξέων που έχουν τρία άτομα  $\text{H}$  στο μόριό τους και όταν δίστανται δίνουν τρία ιόντα  $\text{H}^+$  στα υδατικά τους διαλύματα.

Σ'αυτά η διάσταση μπορεί να πραγματοποιείται σε τρεις φάσεις, όπου στην **τελική φάση προκύπτουν τρία ιόντα H<sup>+</sup>**. Σχηματικά:



Βλέπουμε ότι από την μερική διάσταση του οξέος προκύπτουν τα εξής:

**Ένα** μόριο οξέος που διίσταται δίνει **τρία** ιόντα H<sup>+</sup>, επομένως **1 mol οξέος** που διίστανται δίνουν **3 mol ιόντων H<sup>+</sup>**.

## 7. Η κλίμακα pH ως μέτρο της οξύτητας (ή ως βαθμός του όξινου χαρακτήρα).

Η επικρατέστερη μορφή της συγκέντρωσης υδρογονοκατιόντων σ' ένα διάλυμα οξέος (αλλά και βάσης) είναι **το pH (πε-χα) του διαλύματος**, που αναφέρεται στους 25°C.

\*Ως pH ενός υδατικού διαλύματος οξέος (αλλά και βάσης) ορίζεται η παράσταση:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

**Το pH αποτελεί έναν τρόπο έκφρασης της [H<sup>+</sup>] σ' ένα υδατικό διάλυμα οξέος.**

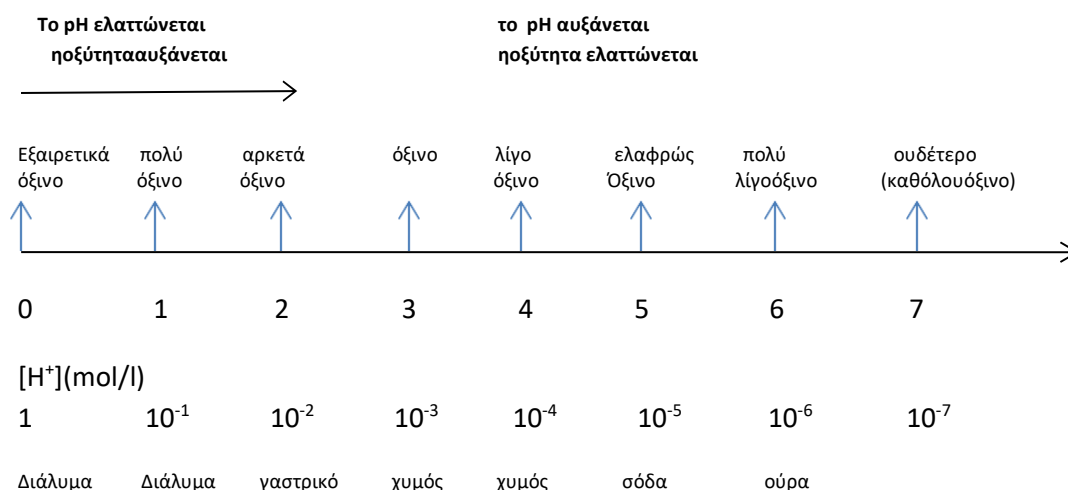
Προκειμένου να καταλάβουμε τη σημασία του παραθέτου με τον ακόλουθο πίνακα:

[H <sup>+</sup> ] σε mol/l	pH
0,0000001 ή 10 <sup>-7</sup>	7
0,000001 ή 10 <sup>-6</sup>	6
0,00001 ή 10 <sup>-5</sup>	5
0,0001 ή 10 <sup>-4</sup>	4
0,001 ή 10 <sup>-3</sup>	3
0,01 ή 10 <sup>-2</sup>	2
0,1 ή 10 <sup>-1</sup>	1

↓ φορά ξησηστης συγκέντρωσης H<sup>+</sup>      ↑ φορά Αύξησης του pH

Παρατηρούμε ότι **το pH είναι ο αντίθετος αριθμός του εκθέτη της δύναμης του 10** στην εκάστοτε συγκέντρωση.

Στο ακόλουθο σχήμα φαίνεται η κλίμακα pH για τα διαλύματα των οξέων, όπου ο όξινος χαρακτήρας **μηδενίζεται** στο απιονισμένο νερό για το οποίο **pH = 7**.



απιονισμένο HCl 36,5g/ml HCl 3,65g/ml υγρό  
νερό

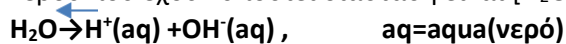
λεμονιού

τομάτας

χωνευτική

### Παρατήρηση:

Στο καθαρό (ή απιονισμένο) νερό υπάρχουν κατιόντα  $H^+$  και ανιόντα  $OH^-$  λόγω διάστασης ενός μικρού πλήθους μορίων του νερού, (στους  $25^\circ C$  η συγκέντρωση των μορίων του νερού που έχουν υποστεί διάσταση είναι:  $[H_2O] = 10^{-14} \text{ mol/l}$ ).



### (χημική ισορροπία)

Οι συγκεντρώσεις αυτών των ιόντων είναι ίσες, δηλ.  $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol/l}$ , οπότε

$pH = 7$ .

### A) Αραίωση ενός οξέος.

i) Τρόποι: - αφαίρεση ποσότητα οξέος (ή εξουδετέρωση ποσότητάς του)

- προσθήκη νερού

ii) Συνέπεια:  $[H^+]$  ↓ οπότε  $pH$  ↑

Πάντοτε, όμως:  $[H^+] > 10^{-7} \text{ mol/l}$  ή  $pH < 7$  (στους  $25^\circ C$ )

### B) Πύκνωση ενός οξέος.

i) Τρόποι: - προσθήκη οξέος

- αφαίρεση νερού ( με την χρήση ενός υγροσκοπικού σώματος)

ii) Συνέπεια:  $[H^+]$  ↑ οπότε  $pH$  ↓

### Βιβλιογραφία:

[https://en.wikipedia.org/wiki/Acid\\_strength#Measures\\_of\\_acid\\_strength](https://en.wikipedia.org/wiki/Acid_strength#Measures_of_acid_strength)

## 2<sup>ο</sup>Κεφάλαιο:ΒΑΣΕΙΣ

### 1. Μερικές από τις συνηθισμένες βάσεις:

αμμωνία (NH<sub>3</sub>) ή υδροξείδιο του αμμωνίου (NH<sub>4</sub>OH), υδροξείδιο του νατρίου(NaOH),υδροξείδιο του ασβεστίου(Ca(OH)<sub>2</sub>),υδροξείδιο του μαγνησίου(Mg(OH)<sub>2</sub>)

### 2. Ο βασικός χαρακτήρας και τα χαρακτηριστικά του.

Το σύνολο των κοινών ιδιοτήτων των διαλυμάτων των βάσεων ονομάζεται **βασικός χαρακτήρας**. Αυτές είναι:

Καυστική γεύση	Αλλαγήστοχρώματωνδεικτών	Σαπωνοειδή αφή
	<p>α)<b>Δείκτες</b>: χημικές ουσίες οι οποίες με την παρουσία οξέων αλλάζουν χρώμα.</p> <p>β)<b>Συνηθισμένοιδείκτες</b>: ηλιανθίνη, βάμμα ηλιοτροπίου, φαινολοφθαλείνη,βρομοθυμόλη</p> <p><b>Παρατήρηση</b>:Τοχρώμαενόςβασικούδιαλύματος στο οποίο προστίθεται ένας δείκτης είναι <u>διαφορετικό</u>απότοχρώμαενόςόξινοδιαλύματοςστο οποίο προστίθεταιοίδιοςδείκτης.</p>	

### 3. ΒάσειςκατάArrhenius

**α) Εξήγηση του βασικού χαρακτήρα**: Βάσεις ονομάζονται οι ενώσεις, οι οποίες, όταν διαλύονται στο νερό, δίνουν ανιόντα υδροξειδίου,OH<sup>-</sup> ήυδροξυλιοανιόντα.

Σ'αυτά οφείλεται ο βασικός χαρακτήρας.

Η παρουσία OH<sup>-</sup> στο νερό οφείλεται στην φυσική διεργασία που επιτελείται στο διάλυμα της βάσης που ονομάζεται διάσταση. Σ' αυτήν το μόριο της βάσης διίσταται σε ανιόντα υδροξειδίου και κατιόντα ενός στοιχείου, όπως π.χ. Κήτου αμμωνίου, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>

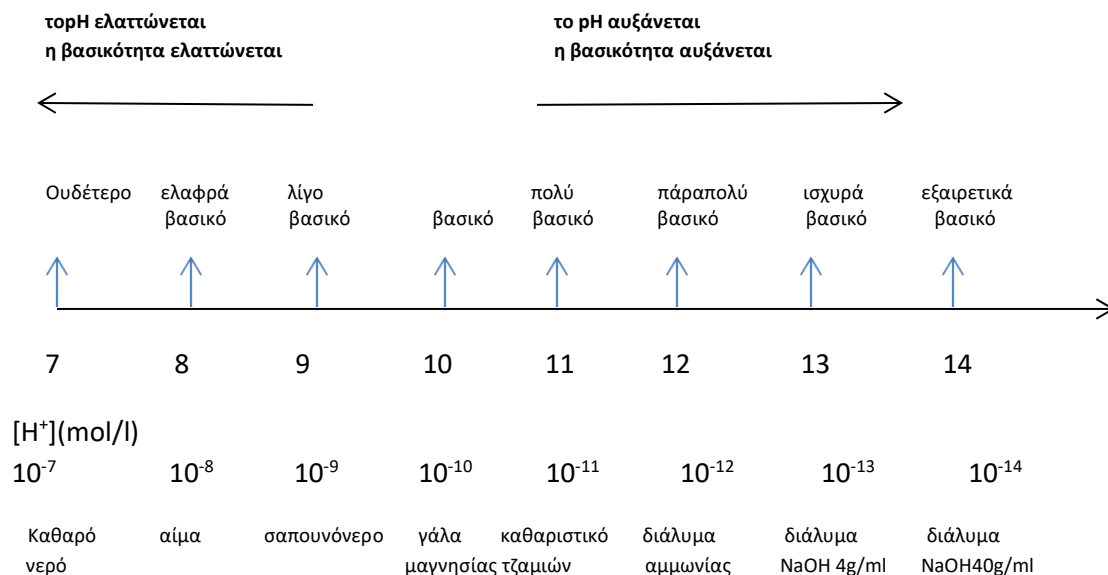
Όσο μεγαλύτερη είναι η συγκέντρωση των ανιόντων υδροξειδίου ή υδροξύλιο ανιόντων στο διάλυμα της βάσης τόσο εντονότερο εμφανίζει τον βασικό χαρακτήρα η βάση. (Σημ.συγκέντρωση=πλήθοςOH<sup>-</sup> ανάμονάδα όγκου διαλύματος,συνήθως1λίτροή1l)

**β)Ηδιάλυσητωνβάσεωνστονερό**(βλ.πίνακα2,βιβλίου σελ.22)

### 4. Η κλίμακα pH ως μέτρο της βασικότητας (ή ως βαθμός του βασικού χαρακτήρα).

Όταν μέσα στο καθαρό νερό ρίξουμε μία ποσότητα βάσης τότε λόγω διάστασης των μορίωντης βάσης προστίθενται ανιόντα OH<sup>-</sup>. Παρά του ότι σ' ένα βασικό διάλυμα το πλήθος των ανιόντων OH<sup>-</sup> είναι μεγαλύτερο από αυτό των κατιόντων H<sup>+</sup> εν τούτοις χρησιμοποιούμε και πάλι την συγκέντρωση των κατιόντων H<sup>+</sup> για να αναφερθούμε στον βασικό χαρακτήρα του διαλύματος. Μόνο που τώρα επειδή[H<sup>+</sup>]<[OH<sup>-</sup>]το pH θα είναι μεγαλύτερο της τιμής7,δηλ.pH>7.

Στο ακόλουθο σχήμα φαίνεται η κλίμακα pH για τα διαλύματα των βάσεων, όπου ο βασικός χαρακτήρας **μηδενίζεται** στο απιονισμένο νερό για το οποίο **pH=7**.

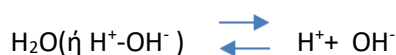


**5. Η σχέση ανάμεσα στις συγκεντρώσεις H<sup>+</sup> και OH<sup>-</sup> σ' οποιοδήποτε υδατικό διάλυμα ηλεκτρολύτη (ασθενούς ή ισχυρού), ή στο καθαρό (απιονισμένο) νερό ή ακόμη και σε υδατικό διάλυμα μη ηλεκτρολύτη.**

Ηλεκτρολύτης : οποιαδήποτε ουσία που μπορεί να διασταθεί στα ιόντα από τα οποία αποτελείται(κατιόν και ανιόν).

Παραδείγματα:οξέα,βάσεις,άλατα

Στο καθαρό νερό ή σ' οποιοδήποτε υδατικό διάλυμα ηλεκτρολύτη (ασθενούς ή ισχυρού), αλλά και μη ηλεκτρολύτη πραγματοποιείται η αμφίδρομη χημική αντίδραση:



(αδιάστατα μόρια νερού)      (ιόντα από μόρια νερού που υφίστανται διάσπαση)

Στην παραπάνω αντίδραση επιτυγχάνεται τελικά χημική ισορροπία:

όσα μόρια H<sub>2</sub>O διασπώνται άλλα τόσα σχηματίζονται από την ένωση ιόντων H<sup>+</sup> και OH<sup>-</sup>. Πειραματικά έχει βρεθεί ότι:

στους 25°C:      [H<sup>+</sup>][OH<sup>-</sup>]=10<sup>-14</sup> (όπου οι συγκεντρώσεις εκφράζονται σε mol/l)

(Η τιμή αυξάνεται όταν η θερμοκρασία αυξάνεται)

**Έχει βρεθεί ότι η παραπάνω σχέση αφορά όχι μόνο το καθαρό (απιονισμένο) νερό αλλά οποιοδήποτε υδατικό διάλυμα οξέος ή βάσης**

**α) Περίπτωση όξινου διαλύματος ( ή υδατικού διαλύματος οξέος) -το pH των όξινων διαλυμάτων.**

Γενικά η διάσταση του οξέος πραγματοποιείται ως αμφίδρομη αντίδραση: οξύ  $\rightleftharpoons$   $H^+$ +ανιόντα

Σ'ένα όξινο διάλυμα έχουμε:  $[H^+] = [H^+]_{\text{από οξύ}} + [H^+]_{\text{από νερό}}$  και έτσι:  $[H^+] > [OH^-]$ . Αυτό έχει ως αποτέλεσμα  $pH < 7$ .

Ποια συνέπεια έχει η περίσσεια

$H^+$ ; Απάντηση:

Λόγω της περίσσειας  $H^+$  εξουδετερώνονται περισσότερα  $OH^-$ .

Άρα στο υδατικό διάλυμα οξέος η  $[H^+]$  **μεγαλώνει** ενώ η  $[OH^-]$  **μικραίνει** έτσι ώστε:

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \text{ (25}^\circ\text{C)}$$

Όμως αύξηση της  $[H^+]$  συνεπάγεται μείωση του pH (Άρα  $pH < 7$ )

Όσο αυξάνει η  $[H^+]$  τόσο μειώνεται το pH (επομένως τόσο το pH γίνεται μικρότερο του 7)

7) Τα παραπάνω που αναφέραμε φαίνονται στο σχήμα της σελίδας 4.

## β) Περίπτωση βασικού διαλύματος (ή υδατικού διαλύματος βάσης) – το pH των βασικών διαλυμάτων.

Γενικά η διάσταση της βάσης πραγματοποιείται ως αμφίδρομη αντίδραση:



Σ'ένα βασικό διάλυμα έχουμε:  $[OH^-] = [OH^-]_{\text{από βάση}} + [OH^-]_{\text{από νερό}}$  και έτσι:  $[OH^-] > [H^+]$ . Αυτό έχει ως αποτέλεσμα  $pH > 7$ .

Ποια συνέπεια έχει η περίσσεια  $OH^-$

; Απάντηση

Λόγω της περίσσειας  $OH^-$  εξουδετερώνονται περισσότερα  $H^+$ .

Άρα στο υδατικό διάλυμα βάσης η  $[OH^-]$  **μεγαλώνει** ενώ η  $[H^+]$  **μικραίνει** έτσι ώστε:

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14} \text{ (25}^\circ\text{C)}$$

Όμως μείωση της  $[H^+]$  συνεπάγεται αύξηση του pH (Άρα  $pH > 7$ )

Όσο μειώνεται η  $[H^+]$  τόσο αυξάνεται το pH (επομένως τόσο το pH γίνεται μεγαλύτερο του 7)

Τα παραπάνω που αναφέραμε φαίνονται στο σχήμα της σελίδας 7.

### A) Αραίωση μιας βάσης:

i) Τρόποι: - αφαίρεση ποσότητας βάσης (ή εξουδετέρωση ποσότητάς της)  
- προσθήκη νερού

ii) Συνέπεια:  $[OH^-]$   $\downarrow$  οπότε:  $[H^+]$   $\uparrow$  Συνεπώς: pH  $\downarrow$

Πάντοτε, όμως:  $[H^+] < 10^{-7} \text{ mol/l}$  ή  $pH > 7$  (στους  $25^\circ\text{C}$ )

### B) Πύκνωση μίας βάσης:

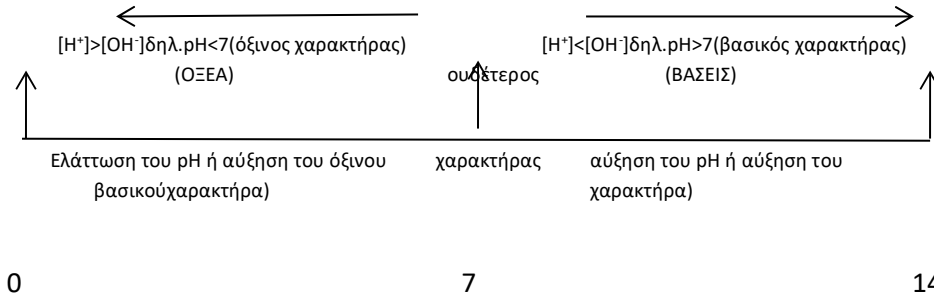
i) Τρόποι: - προσθήκη βάσης

ii) Συνέπεια:  $[OH^-]$   $\uparrow$  οπότε:  $[H^+]$   $\downarrow$  Συνεπώς: pH  $\uparrow$



### 6. Το pH σ'όλα τα υδατικά διαλύματα οξέων και βάσεων.

Σύμφωνα με τον Arrhenius τα οξέα είναι ουσίες που περιέχουν κατιόντα  $H^+$  ενώ οι βάσεις είναι ουσίες που περιέχουν ανιόντα  $OH^-$ . Λαμβάνοντας υπόψη την διάσταση των μορίων του νερού σε  $H^+$  και  $OH^-$  συμπεραίνουμε για την κλίμακα pH:



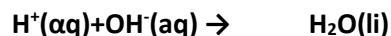
### \*7. Το μέγεθος p-OH ως τρόπος έκφρασης της $[OH^-]$

Όπως από την συγκέντρωση  $H^+$  προκύπτει το μέγεθος pH, έτσι και από την συγκέντρωση  $OH^-$  προκύπτει ένα άλλο φυσικό μέγεθος: το pOH (πε-οχά)  
 Συγκεκριμένα:  $pOH = -\log[OH^-]$

## 3°Κεφάλαιο:ΕΞΟΥΔΕΤΕΡΩΣΗ

### 1. Τι ονομάζουμε εξουδετέρωση;

Όταν αναμειγνύουμε ένα διάλυμα οξέος μ' ένα διάλυμα βάσης, τα ιόντα  $H^+$  και τα ιόντα  $OH^-$  συνδέονται μεταξύ τους σχηματίζοντας μόρια νερού:



Η αντίδραση αυτή ονομάζεται εξουδετέρωση, ακριβώς διότι «εξουδετερώνονται», τόσο οι ιδιότητες του οξέος όσο και της βάσης. (βλ. σχήμα βιβλίου σελ.27)

Παρατήρηση:

Η αντίδραση εξουδετέρωσης είναι μία εξώθερμη αντίδραση, δηλ. παράγεται θερμότητα γι' αυτό και το διάλυμα με την βάση και το οξύ θερμαίνεται.

### 2. Τι διάλυμα προκύπτει κατά την εξουδετέρωση;

Εφόσον οι συγκεντρώσεις  $H^+$  και  $OH^-$  είναι ίσες τότε το διάλυμα που προκύπτει είναι ουδέτερο και η προσθήκη δείκτη π.χ. βρομοθυμόλης έχει σαν αποτέλεσμα το χρώμα του δείκτη να γίνεται πράσινο.

Αν, όμως, οι συγκεντρώσεις  $H^+$  και  $OH^-$  δεν είναι ίσες τότε προκύπτει όξινο ή βασικό διάλυμα εφόσον υπερισχύουν τα ιόντα  $H^+$  ή τα ιόντα  $OH^-$  αντίστοιχα.

Συγκεκριμένα:

$\text{An}[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$  τότε το διάλυμα έχει τελικά όξινο χαρακτήρα, οπότε  $\text{pH} < 7$ .

$\text{An}[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$  τότε το διάλυμα έχει τελικά βασικό χαρακτήρα, οπότε  $\text{pH} > 7$ .

#### Πειραματικά δεδομένα:

Θα εξετάσουμε την σταδιακή εξουδετέρωση υδατικού διαλύματος οξέος από υδατικό διάλυμα βάσης και την επίδραση που αυτή έχει στο χρώμα του δείκτη που χρησιμοποιούμε.

i)  $\text{H}^+$ ,  $\text{OH}^-$ : υπεύθυνα για τον όξινο/ βασικό χαρακτήρα αντίστοιχα.

Σε κάθε υδατικό διάλυμα ( $25^\circ\text{C}$ ):  $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$

**Συνεπώς όταν σ'ένα υδατικό διάλυμα η  $[\text{H}^+]$  αυξάνεται τότε η  $[\text{OH}^-]$  μειώνεται και αντίστροφα.**

ii) Δείκτες: ουσίες που επηρεάζονται από την παρουσία  $\text{H}^+$ ,  $\text{OH}^-$  και αλλάζουν χρώμα.

Στο πείραμα χρησιμοποιούμε ως δείκτη *μπλε της θυμόλης* με τις εξής ιδιότητες:

Σε όξινο περιβάλλον                      σε ουδέτερο περιβάλλον                      σε βασικό περιβάλλον

χρώμα: κόκκινο

χρώμα: πράσινο (λαχανί)

χρώμα: μπλε

iii) Πεχα-μετρικό (pH-μετρικό) χαρτί: έχει την ιδιότητα να αποκτά συγκεκριμένο χρώμα όταν αυτό βυθίζεται στο υδατικό διάλυμα ενός ηλεκτρολύτη (οξύ, βάση). Το χρώμα εξαρτάται από το pH του διαλύματος.

iv) Σε καθαρό (απιονισμένο) νερό: χρώμα δείκτη: λαχανί-κίτρινο

Χρώμα pH-μετρικού χαρτιού: πράσινο

v) Ρίχνουμε μερικές σταγόνες υδροχλωρικού οξέος (HCl) 10% κ.β. (ισχυρό

οξύ) χρώμα δείκτη: κόκκινο

pH-μετρικό χαρτί: βαθύ κόκκινο  $\longrightarrow$  pH=1

vi) Προσθέτουμε προοδευτικά σταγόνες ασθενούς βάσης π.χ. αμμωνία ( $\text{NH}_3$ )

οπότε παίρνουμε:

<b>χρώμα δείκτη</b>	Κοκκινωπό	Πορτοκαλί	Λαχανί-κίτρινο
<b>pH-μετρικό χαρτί</b>	Κοκκινωπό	Πορτοκαλί	λαδί
<b>pH</b>	2	5	7

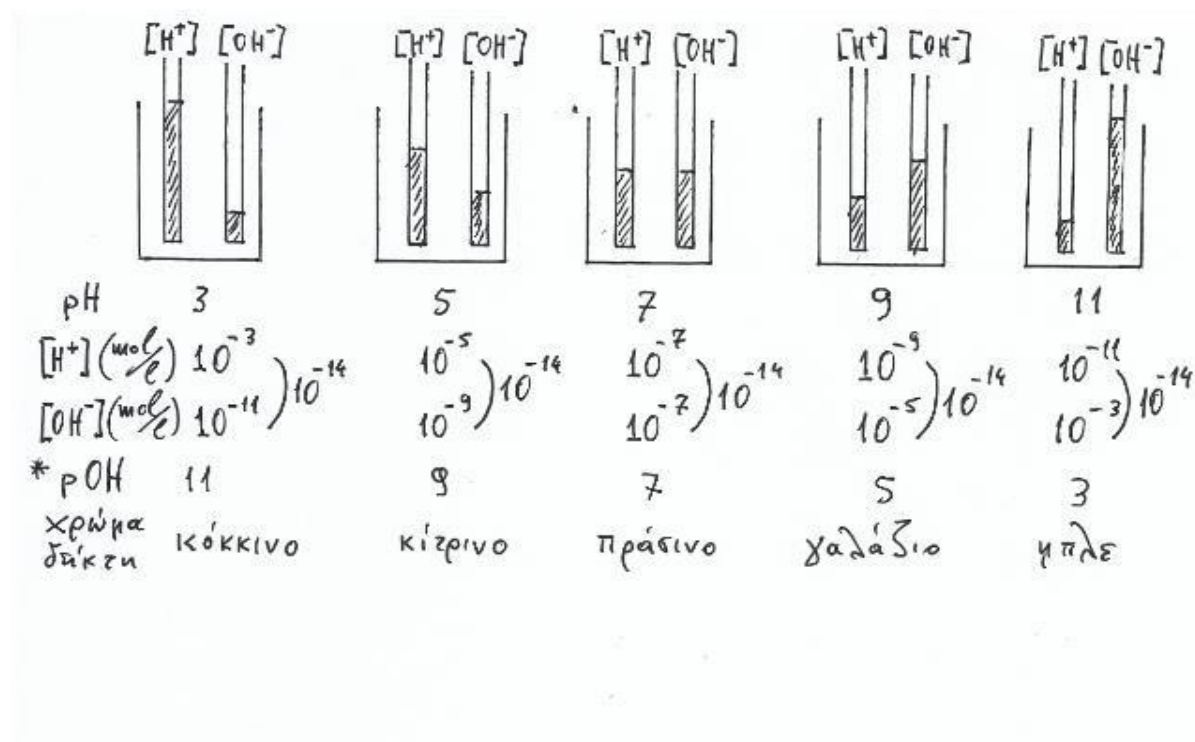
Η περίσσεια  $\text{H}^+$  ολοένα και ελαττώνεται γιατί  $\text{H}^+$  εξουδετερώνονται από τα  $\text{OH}^-$  της βάσης σύμφωνα με την αντίδραση:  $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{θερμότητα}$

vii) Προσθέτουμε προοδευτικά σταγόνες ισχυρής βάσης π.χ. καυστικό νάτριο ( $\text{NaOH}$ ) οπότε παίρνουμε:

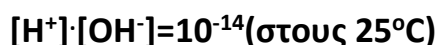
<b>χρώμα δείκτη</b>	Γαλαζωπό	Μπλεμελανιού	Βαθύμπλε
<b>pH-μετρικό χαρτί</b>	Σκούροπράσινο	Σκούρο μπλε	βιολετί
<b>pH</b>	8 ή 9	10 ή 11	13 ή 14

Υπερισχύουν τα  $\text{OH}^-$  έναντι των  $\text{H}^+$ .

Τα αποτελέσματα προσθήκης βάσης σε οξύ εικονίζονται στο ακόλουθο σχήμα:



Παρατηρούμε ότι σε κάθε φάση της εξουδετέρωσης συμβαίνει:



Η ισοδύναμα: **pH + pOH=14**

\*Παρατήρηση:

Υπάρχουν μέθοδοι με τις οποίες μπορούν να προσδιοριστούν οι διαλυμένες ουσίες σ' ένα διάλυμα τόσο ποιοτικά όσο και ποσοτικά (συγκέντρωση της ουσίας σε mol/l). Αυτές μπορούν να βρεθούν στις εξής ιστοσελίδες:

ThoughtCo.Com (Η μεγαλύτερη εκπαιδευτική πηγή στον κόσμο)

[www.thoughtco.com/science-4132464Τμήματων](http://www.thoughtco.com/science-4132464Τμήματων) επιστημών

Ιδιαίτερα για την επιστήμη της Αναλυτικής

Χημείας: [www.thoughtco.com/definition-of-analytical-chemistry-604367](http://www.thoughtco.com/definition-of-analytical-chemistry-604367)

1) Μέθοδοι χρησιμοποιούμενες από την Αναλυτική Χημεία:

α) Για τον ποιοτικό προσδιορισμό ουσιών σ' ένα διάλυμα

<https://www.thoughtco.com/qualitative-analysis-in-chemistry-608171>

Περιορισμού της ποιοτικής ανάλυσης:

<https://www.thoughtco.com/definition-of-qualitative-analysis-604626>

β) Για τον ποσοτικό προσδιορισμό ουσιών σ' ένα διάλυμα:

<https://www.thoughtco.com/definition-of-quantitative-analysis-604627>

2) Διατάξεις και όργανα χρησιμοποιούμενα στην αναλυτική χημεία:

<https://www.thoughtco.com/lab-equipment-and-instruments-4074323>