

## ΟΞΕΑ –ΒΑΣΕΙΣ

### ΙΟΝΤΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

#### ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΕΣ

~ απόψεις Arrhenius :

ΟΞΕΑ : ενώσεις που δίνουν  $H^+$  στα υδατικά διαλύματά τους  
( $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$ ) πιο σωστά  $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$

$\Leftarrow$   
οξόνιο

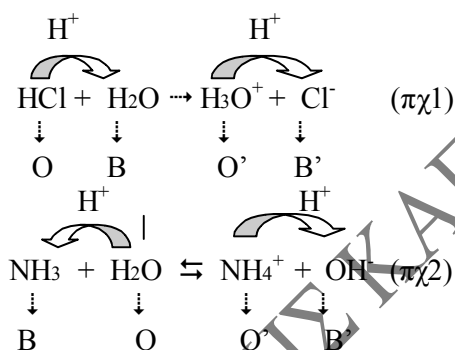
ΒΑΣΕΙΣ : ενώσεις που δίνουν  $OH^-$  στα υδατικά διαλύματά τους  
 $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$

~ απόψεις Bronsted – Lowry

ΟΞΕΑ : οι ουσίες που μπορούν να δώσουν (σε άλλες ουσίες)  $H^+$

ΒΑΣΕΙΣ : οι ουσίες που μπορούν να δέχονται  $H^+$  (από άλλες ουσίες).

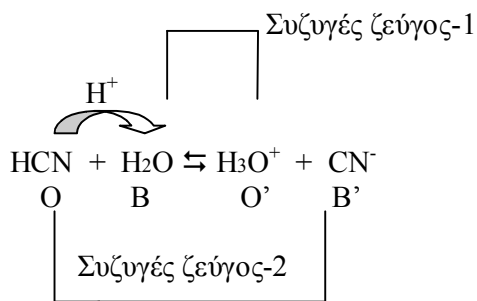
Για παράδειγμα:



Άρα: για να εκδηλώσει μία ουσία τις όξινες ιδιότητές της (ουσία που παρέχει  $H^+$ ) πρέπει να υπάρχει βάση (ουσία δέκτης  $H^+$ ) και αντιστρόφως.

\*\* Το  $H_2O$  και ουσίες που συμπεριφέρονται άλλοτε ως οξέα ,άλλοτε ως βάσεις λέγονται ΑΜΦΙΠΡΩΤΙΚΕΣ .

Παρατηρούμε ότι το οξύ που αποβάλλει ένα πρωτόνιο (όπως το  $H_2O$  στο πχ 2) μετατρέπεται σε βάση ( $OH^-$ ) η οποία λέγεται συζυγής του οξέος από το οποίο προήλθε και μαζί με αυτό αποτελούν ένα συζυγές ζεύγος Οξέος-Βάσεως. Ομοίως η βάση ( η  $NH_3$  στο παράδειγμά μας) η οποία δέχεται ένα πρωτόνιο μετατρέπεται στο αντίστοιχο συζυγές οξύ ( $NH_4^+$ ) το οποίο μαζί με τη βάση από την οποία προέρχεται αποτελούν το δεύτερο συζυγές ζεύγος Βάσεως- Οξέος που συμμετέχει στην αντίδραση.



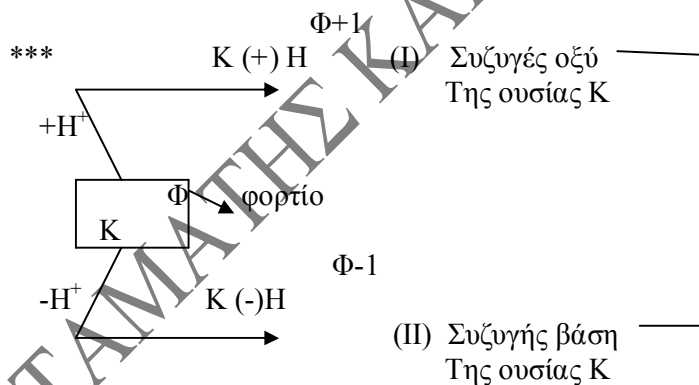
☞ Το ζεύγος οξέος – βάσης που διαφέρει κατά ένα πρωτόνιο .

Με ποιο τρόπο τώρα από ουσία K με φορτίο  $\Phi$  ( $K^\Phi$ ) μπορώ να βρώ το συζυγές οξύ ή τη συζυγή βάση?

Για να βρω το συζυγές οξύ προσθέτω στην ουσία  $K^\Phi$  ένα πρωτόνιο  $H^+$ , ( Προσοχή! Πέρα από τον αριθμό των ατόμων 'H' αυξάνεται και το φορτίο κατά +1, γίνεται δηλαδή  $\Phi+1$  ) ενώ για τη συζυγή βάση αφαιρώ ένα πρωτόνιο  $H^+$  (Προσοχή μειώνεται και ο αριθμός των H αλλά και το φορτίο κατά 1)

\*\* Εννοείται ότι για να μπορώ να βρω τη συζυγή βάση πρέπει η ουσία K να διαθέτει τουλάχιστον ένα  $H^+$ .

Σχηματικά λοιπόν μπορούμε να πούμε ότι:



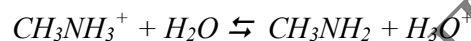
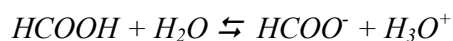
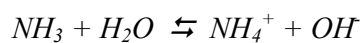
Οι ουσίες (I) και (II) δεν έχουν σχέση οξέος – βάσεως μεταξύ τους καθώς διαφέρουν κατά  $2 H^+$ .

| Οξύ                                | Βάση (συζυγής)                 |
|------------------------------------|--------------------------------|
| → $\underline{\text{H}_2\text{O}}$ | $\text{OH}^-$                  |
| $\underline{\text{H}_3\text{O}^+}$ | $\text{H}_2\text{O}$ ←         |
| $\text{HCN}$                       | $\text{CN}^-$                  |
| $\text{NH}_4^+$                    | $\underline{\text{NH}_3}$      |
| → $\underline{\text{HCO}_3^-}$     | $\text{CO}_3^{2-}$             |
| $\text{H}_2\text{CO}_3$            | $\underline{\text{HCO}_3^-}$ ← |
| $\underline{\text{CHCOOH}}$        | $\text{CH}_3\text{COO}^-$      |
| $\text{CH}_3\text{NH}_3^+$         | $\text{CH}_3\text{NH}_2$       |

\*\* Για να έχω συζυγές ζεύγος Ο,Β οι βάσεις διαφέρουν κατά  $1 \text{ H}^+$ .

\*\* Το οξύ σε συζυγές ζεύγος Ο – Β είναι αυτό με τα περισσότερα Η.

Εφαρμογή: Προσδιορίστε στις παρακάτω ισορροπίες τα οξέα κατά Bronsted-Lowry, τις βάσεις και τα συζυγή τους.



Εφαρμογή: Συμπληρώστε τα συζυγή στον παρακάτω πίνακα όπως στο παράδειγμα

| <u>ΟΞΥ</u>                            | <u>ΒΑΣΗ</u>      |
|---------------------------------------|------------------|
| $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+$ |                  |
| $\text{CH}_3\text{COOH}$              |                  |
|                                       | $\text{NO}_3^-$  |
|                                       | $\text{HSO}_4^-$ |
| $\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{CH}$  |                  |
|                                       | $\text{ClO}^-$   |
| $\text{CH}_3\text{OH}$                |                  |

## Πώς “δημιουργούνται” τα ιόντα στα ηλεκτρολυτικά ΔΜ :

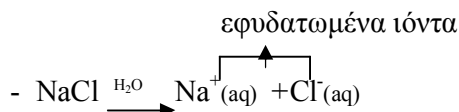
1) Διάσταση ~ Ετεροπολικές (Ιοντικές) ενώσεις (άλατα, ετεροπολικές βάσεις – υδροξείδια)

*ΠΡΟΣΟΧΗ: Θυμήσου ότι οι ενώσεις με  $K^+$ ,  $Ba^{+2}$ ,  $Ca^{+2}$ ,  $Na^+$ ,  $Mg^{+2}$ ,  $NH_4^+$  καθώς και τα άλατα του τεταρτοταγούς αμμωνίου είναι ετεροπολικές ενώσεις.*

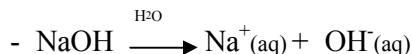
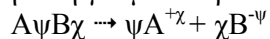
Χαρακτηριστικά

~ Πλήρης (μονόδρομη) αντίδραση

~ Τα ιόντα που προϋπάρχουν στον κρύσταλλο αποχωρίζονται .



Γενικά δηλαδή για μια ετεροπολική ένωση ισχύει

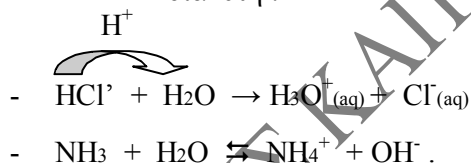


2) Ιοντισμός ~ Ομοιοπολικές (μοριακές) ενώσεις

Χαρακτηριστικά

~ ΟΧΙ πάντα πλήρης (μπορεί να καταλήγει σε Χ.Ι. ) !

~ Τα ιόντα σχηματίζονται από αντίδραση του ηλεκτρολύτη και του διαλύτη .



## ΒΑΘΜΟΣ – ΙΟΝΤΙΣΜΟΥ & ΙΣΧΥΣ ΟΞΕΩΝ-ΒΑΣΕΩΝ

Έστω οξύ HA το οποίο ιοντίζεται μερικώς σε διάλυμά του οπότε έχουμε την ιοντική ισορροπία

|        |      |                    |    |                               |                      |
|--------|------|--------------------|----|-------------------------------|----------------------|
|        | O    | B                  | O' | B'                            |                      |
|        | HA   | + H <sub>2</sub> O | ⇌  | H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> | + A <sup>-</sup> (I) |
| Αρχ    | C(H) | Π                  |    |                               |                      |
| Ιοντ.  | -x   | -x                 |    |                               |                      |
| Παρ.   |      |                    | +x | +x                            |                      |
| ΤΕΛΙΚΑ | C-x  | Π-x                | x  | x                             |                      |

Όπου Π η (πολύ) μεγάλη συγκέντρωση του νερού όπως θα δείξουμε στη συνέχεια και c η μοριακότητα (αρχική συγκέντρωση) του οξέος.

Ορίζουμε ως βαθμό ιοντισμού την απόδοση της ισορροπίας ιοντισμού. Δηλαδή

Βαθμός ιοντισμού

$$\alpha = \frac{\text{moles που ιοντίζονται}}{\text{moles αρχικά}} = \frac{x}{c} \quad (1)$$

(Ερώτηση: Ισχύει ότι όσο ισχυρότερο είναι το οξύ τόσο μεγαλύτερο είναι το α ?)

Ο βαθμός ιοντισμού α εξαρτάται από τα παρακάτω:

- Φύση του οξέος
- Φύση του διαλύτη
- α — Θερμοκρασία
- Συγκέντρωση
- Ύπαρξη άλλων ουσιών στο διάλυμα

Γενικά ισχύει ότι για

$\alpha > 0,7$  ισχυρός ηλεκτρολύτης

$\alpha < 0,3$  ασθενής ηλεκτρολύτης

$0,3 < \alpha < 0,7$  μέτριας ισχύος ηλεκτρολύτης.

*ΠΡΟΣΟΧΗ* : Στις ασκήσεις όμως όταν για κάποιο οξύ (ή βάση) αναφέρεται ότι είναι ισχυρό θα ισχύει ότι  $\alpha=1$ .

Όσον αφορά τη σταθερά της παραπάνω ισορροπίας ισχύει ότι:

$$K = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA][H_2O]} \quad (2)$$

αλλά 1 L H<sub>2</sub>O αντιστοιχεί σε 1000ml H<sub>2</sub>O . Καθώς η πυκνότητα του καθαρού νερού είναι περίπου 1g/ml ισχύει ότι η παραπάνω ποσότητα αντιστοιχεί σε ⇨ 1000g H<sub>2</sub>O

και καθώς Mr του νερού είναι 18 αντιστοιχεί σε ⇨  $\frac{1000}{18} \approx 55,3$  moles H<sub>2</sub>O

Θεωρώντας ότι η ποσότητα του νερού που αντιδρά στην ισορροπία (I) είναι πολύ μικρή σε σχέση με τη συγκέντρωση 55,3 M ισχύει ότι  
⇨ [H<sub>2</sub>O] = Π - x = 55,3 - x ≈ 55,3M

Αντικαθιστώντας στη σχέση (2) έχουμε

$$(2) \Rightarrow K = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]55,3} \Rightarrow 55,3 \cdot K = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \Rightarrow K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

acid  
σταθερά ιοντισμού του οξέος .

Η σταθερά K<sub>a</sub> εξαρτάται από :

K<sub>a</sub> { Φύση του οξέος  
Φύση του διαλύτη  
θερμοκρασία .

Στην ύλη μας όμως θα ασχοληθούμε σχεδόν αποκλειστικά με υδατικά διαλύματα.

\*\*Αν είχαμε βάση B η αντίστοιχη ισορροπία ιοντισμού θα ήταν :

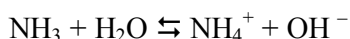


Εφαρμόζοντας ακριβώς την ίδια διαδικασία καταλήγουμε σε μια παρόμοια σχέση με την (I)

$$K_b = \frac{[HB^+][OH^-]}{[B]} \quad (1)'. \text{ Η σταθερά λέγεται σταθερά ιοντισμού βάσεως.}$$

base

πχ για την NH<sub>3</sub> ισχύει



Η σταθερά ιοντισμού της αμμωνίας είναι σύμφωνα με όσα αναφέραμε

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

## NOMOS THS APAIΩΣΗΣ (OSTWALD)

Συνδυάζοντας τις σχέσεις (1) και (2) της προηγούμενης παραγράφου έχουμε

$$\left. \begin{array}{l} K_a = \frac{x^2}{c-x} \\ \alpha = \frac{x}{c} \Rightarrow x = \alpha \cdot c \end{array} \right\} \text{ από όπου συνεπάγεται}$$

$$\Rightarrow K_a = \frac{(\alpha c)^2}{c - \alpha c} = \frac{\alpha^2 c^2}{c(1-\alpha)}$$

απλοποιώντας από αριθμητή και παρονομαστή το c καταλήγουμε στη σχέση

$$\boxed{K_a = \frac{\alpha^2 c}{1-\alpha}} \text{ που αποτελεί και την 1}^{\text{η}} \text{ μορφή του νόμου Ostwald}$$

Ο νόμος συνδέει τη σταθερά ιοντισμού, τη συγκέντρωση και το βαθμό ιοντισμού ενός ασθενούς μονοπρωτικού οξέος (ή βάσης)

Προχωρώντας λίγο παρακάτω, αν το οξύ είναι ασθενές ισχύει:

\*\*\* Ασθενές οξύ  $\alpha \ll 1 \Rightarrow 1 - \alpha \approx 1$

$$(2) \Rightarrow K_a \approx \alpha^2 \cdot c \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}}$$

Η σχέση αυτή αποτελεί τη 2<sup>η</sup> μορφή ν. Ostwald. Είναι απλούστερη και εφαρμόζεται αν γνωρίζουμε ότι το οξύ είναι πολύ ασθενές (ή η βάση).

### **ΠΡΟΣΟΧΗ!**

#### **Προϋποθέσεις για να ισχύει ο νόμος του Ostwald:**

**Πρέπει ταυτόχρονα να ισχύουν τα παρακάτω:**

- Να υπάρχει στο διάλυμα ασθενές οξύ ή ασθενής βάση
- Να ζητείται ένα από τα  $K, C, \alpha$
- Να μην υπάρχει άλλη ουσία στο ΔΜ (Ιδιαίτερα ουσία που να δίνει κοινά ιόντα)

Υπενθυμίζουμε

#### **Για αραιώση ή συμπύκνωση:**

$$\text{moles(αρχ)} = \text{moles(τελ)}$$

**Για ανάμιξη** moles(1) + moles(2) + ... = moles (τελ)

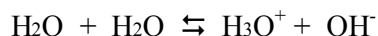
$$\text{και Moles} = (c \cdot V^{\text{ml}}) / 1000 \text{ ή } n = C \cdot V^{\text{L}}$$

Αν για μία ουσία ούτε δίνει ούτε ζητά  $K_a, \alpha$  τότε η ουσία είναι ισχυρή και

$$\alpha = 1$$

## ΑΥΤΟΪΟΝΤΙΣΜΟΣ ΤΟΥ H<sub>2</sub>O

Η μικρή αγωγιμότητα του καθαρού νερού, δικαιολογείται από την παρουσία ιόντων, τα οποία σχηματίζονται από την παρακάτω ισορροπία κατά την οποία το νερό αυτο-ιοντίζεται. Δηλαδή ισχύει :



$$\left. \begin{array}{l} K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} \\ \text{αλλά} \\ [\text{H}_2\text{O}] = 55,3\text{M} \end{array} \right\}$$

Οπότε η σχέση μετατρέπεται στην

$$\Leftrightarrow K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{55,3^2} \Leftrightarrow K_c \cdot 55,3^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

Το γινόμενο των δύο σταθερών  $K_c \cdot 55,3^2$  είναι και αυτό σταθερό και συμβολίζεται με  $K_w$ . Ισχύει ότι

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

↙ Βρέθηκε ότι στους 25° C είναι  $K_w = 10^{-14}$  για το H<sub>2</sub>O αλλά και για οποιοδήποτε υδατικό διάλυμα.

Δηλ  $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$  (25° C). Σε οποιοδήποτε λοιπόν υδατικό διάλυμα είτε αυτό είναι όξινο είτε βασικό είτε ουδέτερο συνυπάρχουν ιόντα H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> και OH<sup>-</sup>. Ωστε το γινόμενο των συγκεντρώσεών τους στους 25° C να είναι ίσο με 10<sup>-14</sup>.

### ΧΑΡΑΚΤΗΡΙΣΜΟΣ ΔΙΑΛΥΜΑΤΩΝ (Οξίνα, βασικά και ουδέτερα)

Ισχύουν οι παρακάτω ορισμοί

$$\begin{array}{l} \text{ΟΡΣ} \\ \text{Ουδέτερο ΔΜ} \end{array} \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \text{ άρα} \\ \text{στους } 25^\circ \text{ C } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ M}$$

$$\begin{array}{l} \text{ΟΡΣ} \\ \text{Οξίνο ΔΜ} \end{array} \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-] \text{ άρα} \\ \text{στους } 25^\circ \text{ C } [\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ M}$$

$$\begin{array}{l} \text{ΟΡΣ} \\ \text{Βασικό και αλκαλικό ΔΜ} \end{array} \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-] \text{ άρα} \\ \text{στους } 25^\circ \text{ C } [\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ M}$$

(ΕΡΩΤΗΣΗ: Πως εξαρτάται το  $K_w$  από τη θερμοκρασία ?)

## pH-ΟΞΥΤΗΤΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΩΝ

Το pH είναι μία χημική έννοια που μας βοηθά να χαρακτηρίσουμε εύκολα και γρήγορα ένα διάλυμα ως προς την οξύτητά του (Δηλαδή τη συγκέντρωση των ιόντων οξωνίου, άρα και εάν το διάλυμα έχει όξινη, βασική ή ουδέτερη συμπεριφορά).

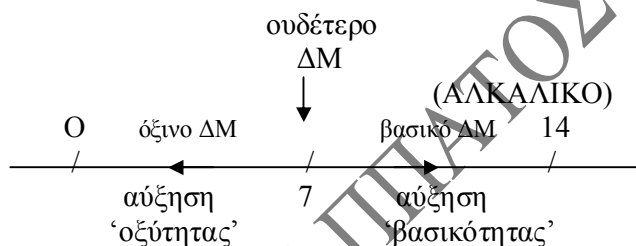
Ως pH ενός διαλύματος ορίζεται ο «αρνητικός δεκαδικός λογάριθμος της συγκέντρωσης των  $[H_3O^+]$  (όταν αυτή εκφράζεται σε mol/L)

Δηλαδή ισχύει:  $pH = -\log[H_3O^+]$

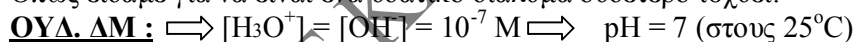
π.χ.  $pH = 5 \Leftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-5}$

ή γενικά  $pH = \kappa \Leftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-\kappa}$

Στην 'κλίμακα' του pH λοιπόν, σχηματικά έχουμε:



Όπως είδαμε για να είναι ένα υδατικό διάλυμα ουδέτερο ισχύει:



Αντίστοιχα σε ένα όξινο διάλυμα ισχύει:



$[H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$

$[H_3O^+]^2 > [H_3O^+][OH^-] \Leftrightarrow$

$\Leftrightarrow [H_3O^+] > 10^{-7} \text{ M} \Leftrightarrow$

$\Leftrightarrow \log[H_3O^+] > \log 10^{-7} \Leftrightarrow \log [H_3O^+] > -7$

$\Leftrightarrow -\log [H_3O^+] < 7 \Leftrightarrow pH < 7$

(στους  $25^\circ\text{C}$ )

### ΕΦΑΡΜΟΓΗ:

Να δείξετε ότι σε

βασικό διάλυμα ισχύει  $\Leftrightarrow pH > 7$  ξεκινώντας από τις σχέσεις

$[H_3O^+] < [OH^-]$   
 $[H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$

Κατά αντίστοιχο τρόπο με αυτόν του pH ορίζεται και η χημική έννοια pOH ως ο αρνητικός δεκαδικός λογάριθμος της συγκέντρωσης των ιόντων OH<sup>-</sup> (όταν αυτή εκφράζεται σε mol/L )

Δηλαδή ισχύει  $pOH = -\log [OH^-]$

Εύκολα αποδεικνύεται ότι

Στους 25°C ισχύει  $\Rightarrow [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow \log [H_3O^+] + \log [OH^-] = -14 \Rightarrow$

$\Rightarrow -\log [H_3O^+] + (-\log [OH^-]) = 14 \Rightarrow$

|                 |
|-----------------|
| $pH + pOH = 14$ |
|-----------------|

!!!!!!

*ΕΦΑΡΜΟΓΗ : Να συμπληρωθεί ο πίνακας:*

Θ=25°C

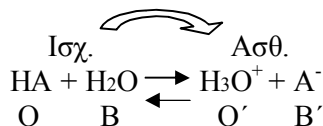
| pH | pOH | [H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ] | [OH <sup>-</sup> ] | Χαρακτηρισμός |
|----|-----|----------------------------------|--------------------|---------------|
| 2  |     |                                  |                    | Όξινο δ/μα    |
|    | 3   |                                  |                    |               |
|    |     | 10 <sup>-5</sup>                 |                    |               |
|    |     |                                  | 10 <sup>-4</sup>   |               |
|    |     |                                  | 1                  |               |
| 0  |     |                                  |                    |               |
|    | 6   |                                  |                    |               |
|    |     |                                  |                    | Ουδέτερο δ/μα |

# ΙΣΧΥΣ ΟΞΕΩΝ-ΒΑΣΕΩΝ

## ΣΧΕΣΗ ΤΩΝ ΣΤΑΘΕΡΩΝ ΙΟΝΤΙΣΜΟΥ ΕΝΟΣ

### ΣΥΖΥΓΟΥΣ ΖΕΥΓΟΥΣ Ο-Β

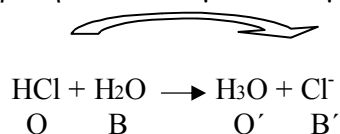
Έστω ισορροπία



Στην περίπτωση που το οξύ HA είναι ισχυρότερο από το οξύ H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, η ισορροπία τότε είναι μετατοπισμένη προς τα δεξιά. Το αντίθετο θα συνέβαινε αν τα ιόντα H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> δρούσαν ως ισχυρότερο οξύ από το HA οπότε η ισορροπία θα ήταν μετατοπισμένη προς τα αριστερά. Γενικότερα λοιπόν ισχύει ότι:

**Η ισορροπία μετατοπίζεται προς την κατεύθυνση που δρά το ισχυρότερο σώμα (O - B).**

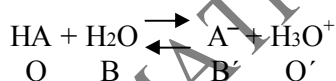
Στην παρακάτω αντίδραση όπου το HCl είναι ισχυρότερο οξύ από το H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> η αντίδραση είναι πολύ μετατοπισμένη προς τα δεξιά.



(ΕΦΑΡΜΟΓΗ: Αφού διαβάσετε και την επόμενη παράγραφο να δείξετε ότι αν το οξύ1 είναι ισχυρότερο από το οξύ2, τότε και η βάση1 είναι ισχυρότερη από τη βάση2)

#### Σχέση K<sub>a</sub>, K<sub>b</sub>' ενός συζυγούς ζεύγους Οξέος - Βάσης

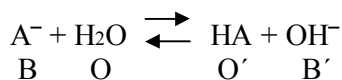
Έστω διάλυμα της ουσίας HA, στο οποίο έχουμε την ισορροπία:



Ισχύει όπως είδαμε:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \quad (1)$$

Αν σε διάλυμα περιέχεται η βάση A<sup>-</sup> (θα δούμε με ποιο τρόπο μπορεί να «εμφανιστεί» σε επόμενη παράγραφο) έχουμε την αντίστοιχη ισορροπία



$$K_{b'} = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} \quad (2)$$

Πολλαπλασιάζοντας τις σχέσεις (1) και (2) έχουμε

$$(1) \times (2) K_a \cdot K_b' = \left[ \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \right] \left[ \frac{[\text{OH}^-][\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \right] \Rightarrow K_a \cdot K_b' = K_w !!$$

Από τη σχέση αυτή συμπεραίνουμε ότι :

**Όσο ισχυρότερο είναι ένα οξύ τόσο ασθενέστερη είναι η συζυγής βάση και αντίστροφα.**

Η σχέση αυτή είναι πολύ σημαντική, καθώς μας βοηθά να υπολογίσουμε την οξύτητα διαφόρων αλάτων με βάση τα ιόντα που την αποτελούν και αποτελεί την κύρια επιτυχία της 'νεότερης' άποψης Bronsted – Lowry περί οξέων και βάσεων, έναντι της παλαιότερης άποψης Arrhenius.

ΣΤΑΜΑΤΗΣ ΚΑΠΠΑΤΟΣ - ΧΗΜΙΚΟΣ



*(ΕΦΑΡΜΟΓΗ 1 Αν δίνεται ότι  $K_a(\text{HCN})=10^{-9}$  και  $K_b(\text{NH}_3)=10^{-5}$  τότε το παραπάνω διάλυμα είναι όξινο, βασικό ή ουδέτερο? Εξηγείστε !*

*ΕΦΑΡΜΟΓΗ 2 Αν δίνεται ότι  $K_a=K_b=10^{-5}$  για το οξικό οξύ και την αμμωνία αντίστοιχα τότε το διάλυμα της ουσίας  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  είναι όξινο, βασικό ή ουδέτερο? Εξηγείστε !)*

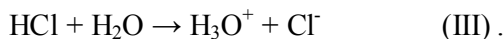
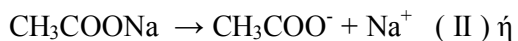
ΣΤΑΜΑΤΗΣ ΚΑΠΠΑΤΟΣ - ΧΗΜΙΚΟΣ

## ΕΠΙΔΡΑΣΗ ΚΟΙΝΟΥ ΙΟΝΤΟΣ

Έστω ότι έχουμε διάλυμα του ασθενούς οξέος  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , οπότε σε αυτό επικρατεί η ισορροπία ιοντισμού του :



Στο παραπάνω διάλυμα προσθέτουμε κάποιον ισχυρό ηλεκτρολύτη, ο οποίος όμως παρέχει κοινό ιόν με τον ασθενή, για παράδειγμα  $\text{CH}_3\text{COONa}$  ή  $\text{HCl}$ . Στην περίπτωση αυτή έχουμε εκτός από τη ισορροπία ιοντισμού του ασθενούς οξέος (I), και μια εκ' των:



Βάση της αρχής Le Chatelier αφού, μέσω των ( II ) και ( III ), αυξάνεται η συγκέντρωση ενός απ' τα προϊόντα της ισορροπίας ( I ), τότε η ισορροπία αυτή μετατίθεται προς την πλευρά των μη ιοντισμένων μορίων. Αποτέλεσμα είναι ο βαθμός ιοντισμού του ασθενούς ηλεκτρολύτη να ελαττώνεται. Το φαινόμενο αυτό ονομάζεται *Επίδραση Κοινού Ιόντος*.

Γενικότερα λοιπόν, αν σε διάλυμα που περιέχει ασθενή ηλεκτρολύτη (πχ. Αντίδραση I ) προσθέσουμε κάποιον άλλο ισχυρό, ο οποίος παρέχει κοινό ιόν με τον ασθενή (πχ. Αντιδράσεις II και III ), τότε η ισορροπία του ασθενούς ηλεκτρολύτη μετατίθεται, σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier, προς τα αριστερά, με αποτέλεσμα ο βαθμός ιοντισμού (α) του ασθενούς ηλεκτρολύτη να μειώνεται. Το φαινόμενο λέγεται Ε.Κ.Ι. και, όπως θα δούμε στη συνέχεια, βρίσκει εφαρμογή στη δράση των δεικτών και στη λειτουργία των ρυθμιστικών διαλυμάτων.

## ΡΥΘΜΙΣΤΙΚΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

Ρυθμιστικά είναι τα διαλύματα τα οποία έχουν την ιδιότητα να διατηρούν το pH τους πρακτικά σταθερό (στην πραγματικότητα μεταβάλλεται αλλά πολύ λίγο) αν σε αυτά :

- 1) προσθέσουμε μικρή , αλλά υπολογίσιμη ποσότητα ισχυρού οξέους ή βάσεως .
- 2) Αν τα αραιώσουμε.

Για να είναι ένα διάλυμα ρυθμιστικό πρέπει να περιέχει σε (σχετικά) μεγάλη ποσότητα κ' τα 2 συζυγή ενός ζεύγους μέτριας ισχύος. Δηλαδή να περιέχει :

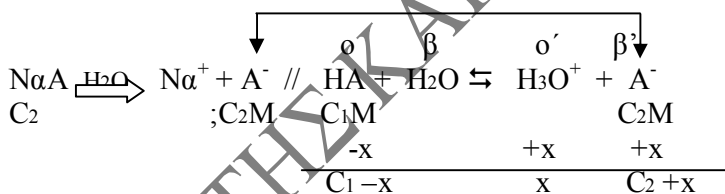
Ασθενές οξύ και άλας του με ισχυρή βάση (πχ  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOK}$ )  
 ή  
 ασθενή βάση και άλας της με ισχυρό οξύ (πχ  $\text{NH}_3$  ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ )

*Παρατήρηση: η δράση των ρυθμιστικών διαλυμάτων βασίζεται στο φαινόμενο της Ε.Κ.Ι.! Το κοινό ιόν όμως δε μπορεί να είναι ιόν του νερού δηλαδή  $\text{OH}^-$  ή  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Άρα σε ένα ρυθμιστικό διάλυμα δε μπορεί να περιέχεται ισχυρό οξύ ή βάση*

### Υπολογισμός pH ενός ρυθμιστικού ΔΜ !

Εστω διάλυμα του ασθενούς οξέος HA και του αλατός του NaA. Δηλαδή

$$\Delta\text{M} \begin{cases} \text{HA } C_1\text{M} = C_{\text{O}\xi} \\ \text{NaA } C_2\text{M} = C_{\text{B}\Lambda\text{S}} \end{cases}$$



Ισχύει:

$$\begin{aligned} \Rightarrow K_a &= \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \Rightarrow K_a = \frac{x(C_2 + x)}{C_1 - x} \Rightarrow \\ \alpha \frac{K_a}{C_2} &< 10^{-2} \Rightarrow C_2 + x \approx C_2 = C_{\text{B}\Lambda\text{S}} \\ \text{και } \frac{K_a}{C_1} &< 10^{-2} \Rightarrow C_1 - x \approx C_{\text{O}\xi} \end{aligned} \quad \left. \vphantom{\begin{aligned} \Rightarrow K_a &= \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \Rightarrow K_a = \frac{x(C_2 + x)}{C_1 - x} \Rightarrow \\ \alpha \frac{K_a}{C_2} &< 10^{-2} \Rightarrow C_2 + x \approx C_2 = C_{\text{B}\Lambda\text{S}} \\ \text{και } \frac{K_a}{C_1} &< 10^{-2} \Rightarrow C_1 - x \approx C_{\text{O}\xi} \end{aligned}} \right\} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_{\text{O}\xi}} C_{\text{B}\Lambda\text{S}} \Rightarrow \log K_a = \log [\text{H}_3\text{O}^+] + \log \frac{C_{\text{B}\Lambda\text{S}}}{C_{\text{O}\xi}}$$

$$\Rightarrow -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log K_a + \log \frac{C_{\text{B}}}{C_{\text{O}}} \Rightarrow \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{C_{\text{B}}}{C_{\text{O}}}$$

Ε ξ ί σ ω σ η Henderson - Hasselbasch (H. H.).

Η παραπάνω εξίσωση χρησιμοποιείται χωρίς απόδειξη όταν γνωρίζουμε **(είμαστε βέβαιοι)** ότι το διάλυμα είναι ρυθμιστικό!!

Σε πολύ μεγάλη αραιώση τα  $C_1$  και  $C_2$  γίνονται πολύ μικρά και συγκρίσιμα με το  $\chi$ , οπότε η εξίσωση **δεν** ισχύει. Σε άπειρη αραιώση το pH τείνει στο 7.

ΣΤΑΜΑΤΗΣ ΚΑΠΠΑΤΟΣ - ΧΗΜΙΚΟΣ

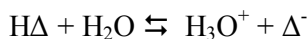
## Πρωτολυτικοί Δείκτες

Είναι ουσίες που αλλάζουν το χρώμα τους σε αυστηρά καθορισμένη τιμή του pH. Συνήθως ανήκουν στην κατηγορία των ασθενών οργανικών οξέων ή βάσεων.

Εξήγηση της δράσης των δεικτών προτείνεται από τον Ostwald όπου κατ' αυτήν τα μη ιοντισμένα μόρια του δείκτη και τα συζυγή ιόντα του έχουν διαφορετικό χρώμα, οπότε ανάλογα με το που είναι μετατοπισμένη η ισορροπία ιοντισμού του δείκτη, στην οποία έχουμε φαινόμενα Ε.Κ.Ι. από το διάλυμα, έχουμε και το αντίστοιχο χρώμα. Βασική χρήση των δεικτών είναι στον προσδιορισμό του τελικού σημείου μιας ογκομέτρησης.

Όπως θα δείξουμε αργότερα το pH στο τελικό σημείο της ογκομέτρησης πρέπει να βρίσκεται ανάμεσα στην περιοχή αλλαγής χρώματος του δείκτη, ώστε αυτός ο δείκτης να θεωρείται ο κατάλληλος για την ογκομέτρηση.

Έστω ότι το ασθενές οξύ ΗΔ είναι δείκτης. Τότε στο διάλυσμά του επικρατεί η ισορροπία



↑  
Οξίνη μορφή  
(χρώμα 1)

↑  
Βασική μορφή  
(χρώμα 2)

Για τη σταθερά ιοντισμού του δείκτη ισχύει :

$$K_{\alpha\text{H}\Delta} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\Delta^-]}{[\text{H}\Delta]} \rightarrow \frac{[\Delta^-]}{[\text{H}\Delta]} = \frac{K_{\alpha\text{H}\Delta}}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Σύμφωνα με τους νόμους της οπτικής, για να επικρατεί το χρώμα-1 (της όξινης μορφής ΗΔ) πρέπει να ισχύει  $[\text{H}\Delta] > 10 [\Delta^-] \Leftrightarrow \frac{[\Delta^-]}{[\text{H}\Delta]} < 0,1$  οπότε από τη σχέση (I)

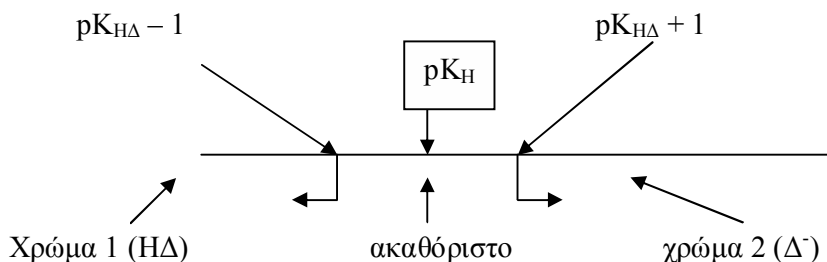
$$\text{προκύπτει ότι } \log K_{\alpha\text{H}\Delta} - \log[\text{H}_3\text{O}^+] < -1 \Leftrightarrow -\log[\text{H}_3\text{O}^+] < -\log K_{\alpha\text{H}\Delta} - 1 \Leftrightarrow$$

$$\boxed{\text{pH} < \text{p}K_{\alpha\text{H}\Delta} - 1}$$

Με παρόμοιο τρόπο αποδεικνύεται ότι για να επικρατεί το χρώμα 2 (της βασικής μορφής Δ<sup>-</sup>) πρέπει να ισχύει

$$\boxed{\text{pH} > \text{p}K_{\alpha\text{H}\Delta} + 1}$$

Στην κλίμακα του pH λοιπόν



Πρέπει να έχουμε υπ' όψιν, ότι καθώς προσθέτουμε σταγόνες διαλύματος του δείκτη σε ένα προς εξέτασιν διάλυμα, έχουμε επίδραση της οξύτητας του διαλύματος σε εκείνη του δείκτη. Δηλαδή καθώς η ποσότητα του δείκτη στο τελικό διάλυμα θεωρείται αμελητέα, και αυτός είναι ασθενής ηλεκτρολύτης, τότε η  $[H_3O^+]$  καθορίζεται κυρίως από την οξύτητα του διαλύματος, όπως ήταν αυτή πριν την προσθήκη του δείκτη.

*ΕΦΑΡΜΟΓΗ: Αποδείξτε ότι για να επικρατεί το χρώμα 2 (της βασικής μορφής Δ') πρέπει να ισχύει*

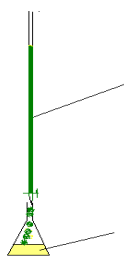
$$pH > pK_{aHΔ} + 1$$

ΣΤΑΜΑΤΗΣ ΚΑΠΠΑΤΟΣ - ΧΗΜΙΚΟΣ

## ΟΓΚΟΜΕΤΡΗΣΗ

Ογκομέτρηση είναι η πειραματική διαδικασία κατά την οποία πραγματοποιείται μέτρηση του όγκου ενός γνωστού (γνωστής συγκέντρωσης) διαλύματος ( πρότυπο διάλυμα), με σκοπό τον προσδιορισμό της συγκέντρωσης αγνώστου διαλύματος του οποίου γνωρίζουμε τον όγκο.

Η πειραματική διάταξη είναι η εξής:



Προχοΐδα

Περιέχει το γνωστό διάλυμα. Έστω NaOH 0,1 M από το οποίο Καταναλώθηκαν στο πείραμά μας 50ml

Κωνική φιάλη

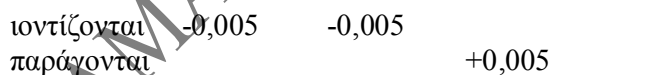
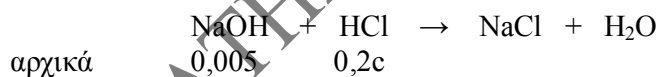
Περιέχει το άγνωστο διάλυμα. Στην περίπτωση μας έστω 200 ml διαλύματος HCl cM

Όταν επέλθει πλήρης εξουδετέρωση βρισκόμαστε στο Ισοδύναμο Σημείο (Ι.Σ.). Είναι το σημείο της εξουδετέρωσης κατά το οποίο τα αντιδρώντα αντιδρούν ακριβώς. Δηλαδή μετά το 'τέλος' της αντίδρασης ΔΕΝ περισεύει ούτε οξύ ούτε βάση.

Κατ' αρχήν υπολογίζουμε τα mol

$$n_{\text{NaOH}} = 0,1 \cdot 50/1000 = 0,005 \text{ mol}$$

$$n_{\text{HCl}} = c \cdot 200/1000 = 0,2 \cdot c \text{ mol}$$

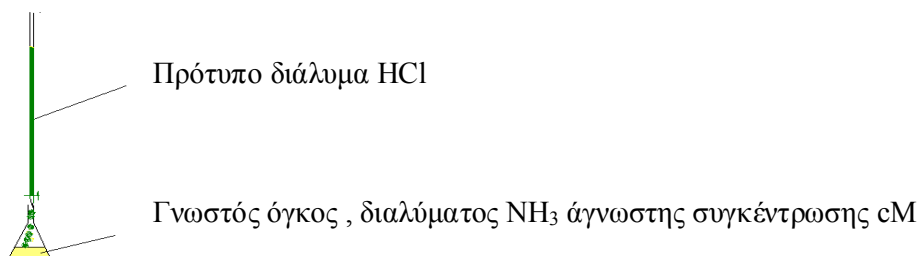


$$\text{Απ' όπου προκύπτει ότι } 0,2 \cdot c = 0,005 \iff c = 0,005/2 = 0,0025 \text{ M}$$

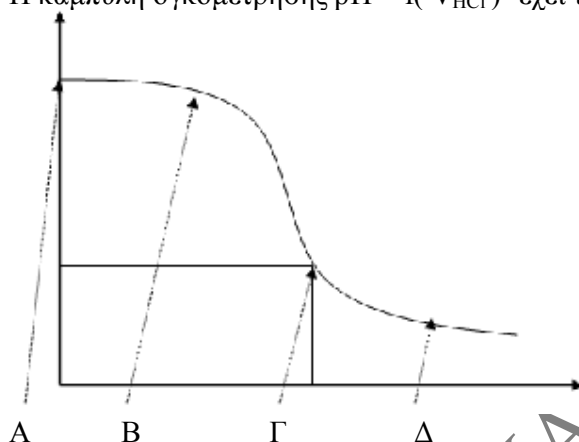
$C_{\text{τελ. NaCl}} = 0,0025/0,25 = 0,01\text{M}$ . Το NaCl ως ουδέτερο άλας δίσταται κατά την



Ι) ΟΓΚΟΜΕΤΡΗΣΗ ΑΣΘΕΝΟΥΣ ΒΑΣΗΣ ΑΠΟ ΞΧΥΡΟ ΟΞΥ (ΟΞΥΜΕΤΡΙΑ)

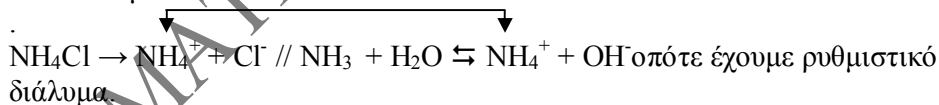


Η καμπύλη ογκομέτρησης  $pH = f(V_{HCl})$  έχει τη μορφή



ΣΗΜΕΙΟ Α: αρχικά πριν στο διάλυμα προσθέσουμε HCl περιέχεται μόνο  $NH_3$ , οπότε επικρατεί ο ιοντισμός της  $NH_3$ :  $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

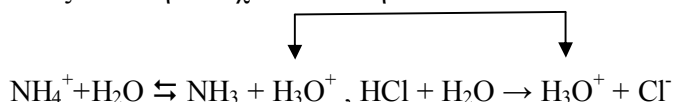
ΣΗΜΕΙΟ Β : Έχει προστεθεί HCl μα περισεύει  $NH_3$ , καθώς βρισκόμαστε πριν από το Ι.Σ. Στην περίπτωση αυτή έχουμε ρυθμιστικό διάλυμα  $NH_3, NH_4Cl$ . Το άλας σχηματίζεται από τη μερική εξουδετέρωση της βάσης σύμφωνα με την εξίσωση  $NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$ , ενώ στη συνέχεια στο διάλυμα επικρατούν οι εξής διαστάσεις και ιοντισμοί:



ΣΗΜΕΙΟ Γ: Βρισκόμαστε στο *Τελικό σημείο* της ογκομέτρησης. Τα HCl,  $NH_3$  αντιδρούν **ακριβώς** οπότε στο διάλυμα περιέχεται μόνο  $NH_4Cl$ . Αυτό διίσταται κατά την  $NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$  και στη συνέχεια το κατιόν  $NH_4^+$  ιοντίζεται κατά την  $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$ .

Το διάλυμα που προκύπτει είναι όξινο με συγκεκριμένη τιμή  $pH < 7$ .

ΣΗΜΕΙΟ Δ : Μετά το τελικό σημείο. Το διάλυμα περιέχει  $NH_4Cl$  και HCl. Οι διαστάσεις και οι ιοντισμοί στο διάλυμα είναι  $NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$  όπου το κατιόν ιοντίζεται στη συνέχεια κατά την



Το pH από ένα σημείο και μετά, καθορίζεται κυρίως από το ισχυρό οξύ (HCl).

**ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΗ 1:**

**ΙΣΟΔΥΝΑΜΟ ΣΗΜΕΙΟ** Είναι Θεωρητικό σημείο όπου 'ιδανικά', ολοκληρώνεται η αντίδραση καθώς δεν περισσεύει ποσότητα από τα αντιδρώντα.

**ΤΕΛΙΚΟ ΣΗΜΕΙΟ** Σημείο όπου πρακτικά (πειραματικά με τη βοήθεια του δείκτη ή άλλη μέθοδο) σταματά η ογκομέτρηση. Στις ασκήσεις θεωρούμε ότι  $I.Σ. = T.Σ.$  Στην πραγματικότητα όμως η 'απόσταση' ανάμεσα στα δύο αυτά σημεία είναι που καθορίζει και το σφάλμα της ογκομέτρησης.

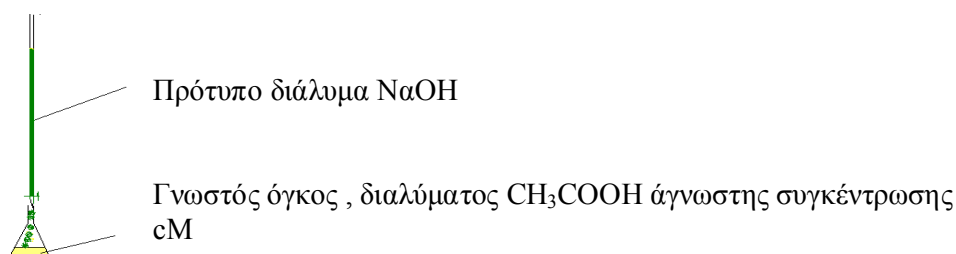
**ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΗ 2 :**

Υπενθυμίζουμε ότι  $pH_{IΣ}$  πρέπει να βρίσκεται ανάμεσα στα όρια  $pK_{HA} - 1$  και  $pK_{HA} + 1$ , όπου  $K_{HA}$  η σταθερά ιοντισμού του δείκτη της ογκομέτρησης, ώστε να έχουμε όσο μικρότερο σφάλμα.

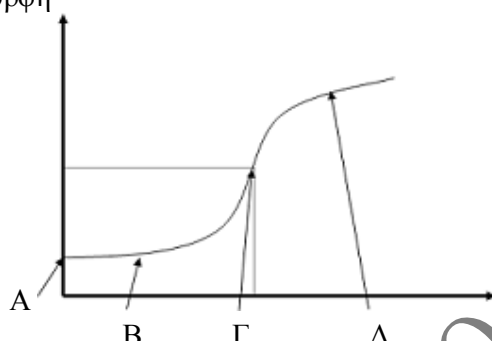
**ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΗ 3 :** Χαρακτηριστικό σημείο της καμπύλη ογκομέτρησης, είναι εκείνο για το οποίο, ο όγκος του διαλύματος που έχει χρησιμοποιηθεί από το πρότυπο διάλυμα είναι ο μισός από εκείνον που απαιτείται για το I.Σ. Με τι ισούται τότε το pH? (ισχύει μόνο αν το ογκομετρούμενο διάλυμα είναι ασθενές και ογκομετρείται από πρότυπο διάλυμα ισχυρού ηλεκτρολύτη)!

ΣΤΑΜΑΤΗΣ ΚΑΠΠΑΤΟΣ - ΧΗΜΙΚΟΣ

## II) ΟΓΚΟΜΕΤΡΗΣΗ ΑΣΘΕΝΟΥΣ ΟΞΕΟΣ ΑΠΟ ΞΗΡΗ ΒΑΣΗ (ΑΛΚΑΛΙΜΕΤΡΙΑ)



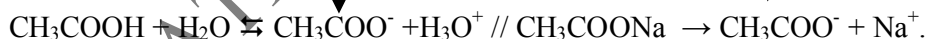
Η καμπύλη ογκομέτρησης είναι γραφική παράσταση της συνάρτησης  $pH = f(V_{NaOH})$  και έχει τη μορφή



Όπου χαρακτηριστικά είναι τα παρακάτω σημεία:

ΣΗΜΕΙΟ Α: αρχικά πριν στο διάλυμα προσθέσουμε NaOH περιέχεται μόνο CH<sub>3</sub>COOH, οπότε επικρατεί ο ιοντισμός  $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$

ΣΗΜΕΙΟ Β: Έχει προστεθεί NaOH μα περισσεύει CH<sub>3</sub>COOH, καθώς βρισκόμαστε πριν από το Ι.Σ. Στην περίπτωση αυτή έχουμε ρυθμιστικό διάλυμα CH<sub>3</sub>COOH, CH<sub>3</sub>COONa. Το άλας σχηματίζεται από τη μερική εξουδετέρωση του οξέος σύμφωνα με την εξίσωση  $CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$ , ενώ στη συνέχεια στο διάλυμα επικρατούν οι εξής διαστάσεις και ιοντισμοί:



ΣΗΜΕΙΟ Γ: Βρισκόμαστε στο *Τελικό σημείο* της ογκομέτρησης. Τα NaOH, CH<sub>3</sub>COOH αντιδρούν **ακριβώς**, οπότε στο διάλυμα περιέχεται μόνο CH<sub>3</sub>COONa. Αυτό διίσταται κατά την  $CH_3COONa \rightarrow CH_3COO^- + Na^+$ , ενώ ακολουθεί ο ιοντισμός του ανιόντος CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>, κατά την  $CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$ . Το διάλυμα που προκύπτει είναι βασικό με συγκεκριμένη τιμή  $pH > 7$ .

ΣΗΜΕΙΟ Δ: Μετά το τελικό σημείο. Το διάλυμα περιέχει NaOH και CH<sub>3</sub>COONa. Οι διαστάσεις και οι ιοντισμοί στο διάλυμα είναι  $CH_3COONa \rightarrow CH_3COO^- + Na^+$ , όπου το CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>, ιοντίζεται στη συνέχεια κατά την



Το pH από ένα σημείο και μετά καθορίζεται κυρίως από την ισχυρή βάση (NaOH).

## Μεθοδολογία

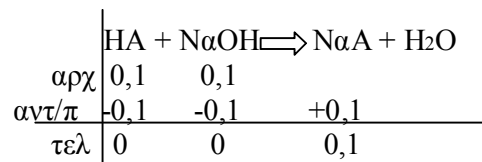
(απλή άσκηση αντίδρασης οξέως και βάσης)

Αντίδραση διαλυμένων ουσιών περίπτωση -1 (εξουδετέρωση).

1° ΒΗΜΑ . Βρίσκω moles

$$\begin{aligned} \text{moles HA} &= 0,1 \\ \text{moles NaOH} &= 0,1 \end{aligned}$$

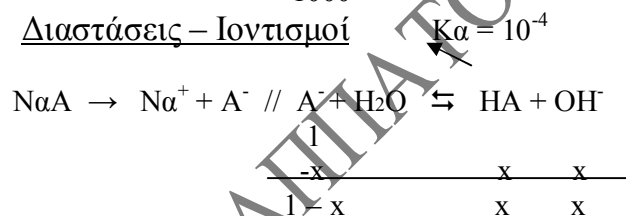
2° ΒΗΜΑ . Αντίδραση (ΠΛΗΡΗΣ) με moles.



3° ΒΗΜΑ . Συγκεντρώσεις (M) ουσιών στο τελ. ΔΜ.

$$C_{\text{NaA}} = \frac{0,1 \text{ moles}}{100 \text{ ml}} \rightleftharpoons \frac{0,1}{\frac{100}{1000}} = 1 \text{ M NaA}$$

4ο ΒΗΜΑ . Διαστάσεις – Ιοντισμοί



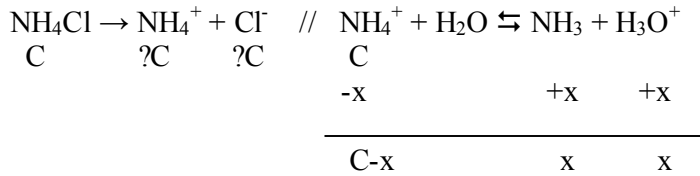
$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} \rightleftharpoons \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = \frac{x^2}{1-x} \rightleftharpoons$$

$$x \approx 10^{-5} = [\text{OH}^-] \rightleftharpoons \text{pOH} = 5 \rightleftharpoons \text{pH} = 9 .$$

## ΕΡΓΑΣΙΑ

ΑΛΑΣ ΠΟΥ ΠΡΟΕΡΧΕΤΑΙ ΑΠΟ ΙΣΧΥΡΟ ΟΞΥ ΚΑΙ ΑΣΘΕΝΗ ΒΑΣΗ

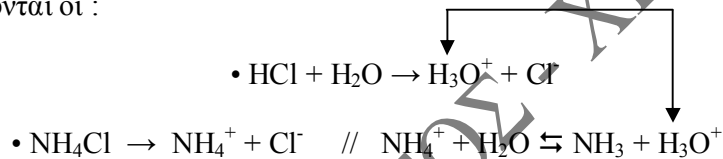
**I)** Αν το άλας είναι μόνο του στο διάλυμα τότε έχουμε :



Το διάλυμα που προκύπτει είναι όξινο.

**II)** Αν το άλας είναι στο διάλυμά του μαζί με άλλο οξύ, τότε έχουμε τις εξής περιπτώσεις :

1) αν το οξύ είναι ισχυρό πχ HCl. Τότε στο διάλυμα HCl  $c_1M$  και  $\text{NH}_4\text{Cl}$   $c_2M$  πραγματοποιούνται οι :



Το pH καθορίζεται κυρίως από το ΙΣΧΥΡΟ ΟΞΥ εφόσον η συγκέντρωσή του δεν είναι αμελητέα.

2) αν το οξύ είναι ασθενές τότε βλέπε ασκήσεις 74, 75 του βιβλίου.

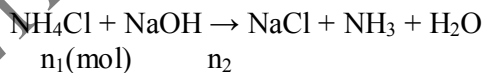
**III)** Το άλας αναμιγνύεται με διάλυμα βάσης. Στην περίπτωση αυτή έχουμε τις παρακάτω περιπτώσεις :

1) Αν η βάση είναι η συζυγής ( $\text{NH}_3$ ) τότε προκύπτει ρυθμιστικό διάλυμα. Σε αυτό όπως έχουμε δει επικρατούν οι :



Όπου βάση της εξίσωσης Η.Η. έχουμε  $\text{pH} = \text{pK}_a + \log C_\beta / C_{\alpha\beta}$

2) Με άλλη βάση πχ NaOH τότε έχουμε αντίδραση :



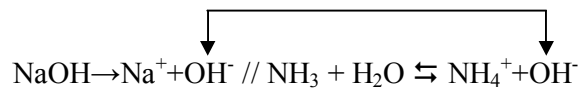
Περιπτώσεις:

a)  $n_1 = n_2 \Rightarrow$  τελικά στο διάλυμα έχουμε μόνο  $\text{NH}_3$ , και NaCl οπότε έχουμε τις :



b)  $n_1 > n_2 \Rightarrow$  στο διάλυμα περιέχονται τελικά  $\text{NH}_3$  και  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , οπότε το διάλυμα είναι ρυθμιστικό και το αντιμετωπίζουμε όπως στην περίπτωση III-1.

- c)  $n_2 > n_1 \Rightarrow$  στο διάλυμα τελικά περιέχεται  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NaOH}$ . Στο διάλυμα πραγματοποιούνται οι:



Όσον αφορά το pH, αν η συγκέντρωση του  $\text{NaOH}$  (που είναι ισχυρή βάση) δεν είναι αμελητέα, τότε αυτό καθορίζεται αποκλειστικά ή κυρίως από τη διάσταση αυτού.

*Εφαρμογή : Κάνε την αντίστοιχη ανάλυση για την περίπτωση*

- a) άλατος που προέρχεται από ισχυρή βάση και ασθενές οξύ πχ  $\text{CH}_3\text{COONa}$   
b) άλατος που προέρχεται από ισχυρό οξύ και ισχυρή βάση  $\text{NaCl}$

ΣΤΑΜΑΤΗΣ ΚΑΠΠΑΤΟΣ - ΧΗΜΙΚΟΣ