

Θεωρία

3.5 Ρυθμιστικά διαλύματα

Ρυθμιστικά διαλύματα ονομάζονται τα διαλύματα των οποίων το pH παραμένει πρακτικά σταθερό, όταν προστεθεί μικρή αλλά υπολογίσιμη ποσότητα ισχυρών οξέων ή βάσεων ή αραιωθούν μέσα σε ορισμένα όρια συγκέντρωσης. Τα διαλύματα αυτά αποτελούνται από ένα ασθενές οξύ και τη συζυγή του βάση (HA / A^-) ή μια ασθενή βάση και το συζυγές της οξύ (B / BH^+).

Δύο παραδείγματα ρυθμιστικών διαλυμάτων είναι τα:

1. διάλυμα υδροφθορίου HF και φθοριούχου νατρίου NaF (HF/F^-)
2. διάλυμα χλωριούχου αμμωνίου NH_4Cl και αμμωνίας NH_3 (NH_4^+/NH_3)

Υπολογισμός pH ρυθμιστικού διαλύματος

Σε κάθε ρυθμιστικό διάλυμα που περιέχει ένα συζυγιακό σύστημα οξέος-βάσης, ισχύει η σχέση:

$$[H_3O^+] = K_a \frac{c_{\text{οξέος}}}{c_{\text{βάσης}}} \text{ με την προϋπόθεση ότι έχουμε } [H_3O^+] \ll c_{\text{οξ}} \text{ και } [H_3O^+] \ll c_{\text{βασ}}$$

Απόδειξη:

Στην αντίδραση ιοντισμού του οξέος HA έχουμε:

Ιοντισμός (M)	$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$		
αρχικά	$c_{\text{οξ}}$		$c_{\text{βασ}}$
ιοντίζονται – παράγονται	-x	+x	+x
Μένουν σε ισορροπία	$c_{\text{οξ}} - x$	x	$c_{\text{βασ}} + x$

Η σταθερά ιοντισμού του οξέος γράφεται:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \Rightarrow K_a = \frac{(c_{\text{βασ}} + x)}{c_{\text{οξ}} - x}$$

Επειδή ισχύει:

$$c_{\text{οξ}} - x \approx c_{\text{οξ}} \text{ και } c_{\text{βασ}} + x \approx c_{\text{βασ}}, \text{ έχουμε:}$$

$$[H_3O^+] = K_a \frac{c_{\text{οξ}}}{c_{\text{βασ}}} \quad \mathbf{12.-1}$$



Εξίσωση των Henderson και Hasselbalch

Η εξίσωση 12-1 με λογαρίθμιση δίνει τη σχέση:

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

που είναι γνωστή ως εξίσωση των **Henderson και Hasselbalch**.

Απόδειξη:

$$[H_3O^+] = K_a \frac{C_{\text{οξ}}}{C_{\text{βασ}}} \Rightarrow -\log[H_3O^+] = -\log\left[K_a \frac{C_{\text{οξ}}}{C_{\text{βασ}}}\right] \Rightarrow pH = -\log K_a - \log \frac{C_{\text{οξ}}}{C_{\text{βασ}}}$$

$$\Rightarrow pH = pK_a + \log \frac{C_{\text{βασ}}}{C_{\text{οξ}}}$$

Επισημάνση!

Με τη σχέση αυτή υπολογίζεται το pH του ρυθμιστικού διαλύματος. Πρέπει να επισημάνουμε πως και αυτή η σχέση ισχύει υπό ορισμένες προϋποθέσεις και συγκεκριμένα:

12-1. η συγκέντρωση του οξέος στην κατάσταση ισορροπίας να είναι περίπου ίση με την αρχική συγκέντρωση του οξέος, δηλαδή $C_{\text{οξ}} = [HA]_{\text{αρχικό}}$

12-2. στην κατάσταση ισορροπίας, η συγκέντρωση της συζυγούς βάσης πρέπει να είναι περίπου ίση με την αρχική συγκέντρωση της βάσης, δηλαδή:

$$C_{\text{βάσης}} = [A^-]_{\text{αρχικό}}$$

12-3. Διατηρούν το pH τους πρακτικά σταθερό, κατά την αραίωσή τους σε ορισμένα όρια.

Αν υπερβούμε αυτά τα όρια τότε η τιμή του pH αλλάζει σημαντικά.

Αντίστοιχες εξισώσεις σε βασικά διαλύματα

Εντελώς αντίστοιχα προκύπτουν οι σχέσεις για τα βασικά διαλύματα:

$$[OH^-] = K_b \frac{C_{\text{βάσης}}}{C_{\text{οξέος}}} \quad \text{και} \quad pOH = pK_b + \log \frac{C_{\text{οξέος}}}{C_{\text{βάσης}}}$$

Παρασκευές ρυθμιστικών διαλυμάτων

A. Παρασκευή ρυθμιστικού διαλύματος της μορφής HA/A⁻ (π.χ. HF/NaF).

Μπορεί να γίνει με έναν από τους δύο τρόπους:

A.1. Με απευθείας ανάμιξη του ασθενούς οξέος HA με τη συζυγή του βάση A⁻, η οποία προστίθεται με τη μορφή άλατος που περιέχει το ανιόν A⁻.

Π.χ. προσθήκη διαλύματος HF σε διάλυμα NaF

A.2. Με μερική εξουδετέρωση του ασθενούς οξέος HA από ισχυρή βάση.



Μάθημα 12

Στην περίπτωση αυτή, μέσα σε διάλυμα που περιέχει το ασθενές οξύ HA σε περίσσεια προσθέτουμε μία ισχυρή βάση π.χ. διάλυμα NaOH, σε μικρότερη αναλογία από τη στοιχειομετρικά απαιτούμενη. Λαμβάνει χώρα η αντίδραση:

Ιοντισμός (M)	$HF + NaOH \rightarrow NaF + H_2O$		
αρχικά	$c_{\text{οξ}}$	$c_{\text{βασ}}$	0
αντιδρούν – παράγονται	$-c_{\text{βασ}}$	$-c_{\text{βασ}}$	$+c_{\text{βασ}}$
Μένουν στο τελικό διάλυμα	$c_{\text{οξ}} - c_{\text{βασ}}$	0	$c_{\text{βασ}}$

Στο διάλυμα, αντιδρά πλήρως η ισχυρή βάση NaOH με μέρος της ποσότητας του HF και σχηματίζουν NaF. Έτσι το τελικό διάλυμα είναι ρυθμιστικό και περιέχει $(c_{\text{οξ}} - c_{\text{βασ}})$ HF και $c_{\text{βασ}}$ NaF.

B. Παρασκευή ρυθμιστικού διαλύματος της μορφής B/ BH⁺ (π.χ. NH₃/ NH₄Cl).

Μπορεί να γίνει με έναν από τους δύο τρόπους:

B.1. Με απευθείας ανάμιξη της ασθενούς βάσης με το συζυγές της οξύ το οποίο προστίθεται με τη μορφή άλατος που περιέχει το κατιόν BH⁺, π.χ. προσθήκη διαλύματος NH₃ με διάλυμα NH₄Cl.

B.2. Με ανάμιξη περίσσειας ασθενούς βάσης με ισχυρό οξύ

Π.χ. σε διάλυμα που περιέχει x mol NH₃ προσθέτουμε y mol HCl, όπου $y < x$.

Συγκέντρωση (M)	$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl + H_2O$		
αρχικά	x	y	0
αντιδρούν – παράγονται	$-y$	$-y$	$+y$
Μένουν στο τελικό διάλυμα	$x-y$	0	y

Στο διάλυμα, αντιδρά πλήρως το ισχυρό οξύ HCl με μέρος της ποσότητας της NH₃ και σχηματίζουν NH₄Cl. Έτσι το τελικό διάλυμα είναι ρυθμιστικό και περιέχει $(x-y)$ mol NH₃ και y mol NH₄Cl.



ρυθμιστική ικανότητα

Είναι η ικανότητα του ρυθμιστικού διαλύματος να διατηρεί το pH σταθερό λόγω προσθήκης οξέος, βάσης ή νερού.

Οι συγκεντρώσεις στο τελικό διάλυμα θα πρέπει να είναι σχετικά υψηλές, ώστε το διάλυμα να έχει ικανοποιητική ρυθμιστική ικανότητα.

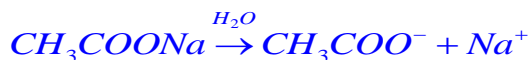
Πως δρουν τα ρυθμιστικά διαλύματα

A. Διατήρηση του pH ρυθμιστικού διαλύματος.

Για να διατηρηθεί το pH ενός διαλύματος σταθερό, πρέπει να διατηρηθεί σταθερός ο αριθμός των ιόντων οξωνίου H_3O^+ του διαλύματος και κατά συνέπεια και ο αριθμός των ιόντων υδροξειδίου OH^- . Αυτό ακριβώς συμβαίνει στα ρυθμιστικά διαλύματα. Το ρυθμιστικό διάλυμα περιέχει ένα συζυγές ζεύγος οξύ-βάση. Η όξινη μορφή αυτού του ζεύγους εξουδετερώνει τις προστιθέμενες βάσεις, ενώ η βασική μορφή τα οξέα. Ας καταλάβουμε πως.

Παράδειγμα 1^ο - Ρυθμιστικό διάλυμα CH_3COOH και CH_3COONa

Στο διάλυμα περιέχονται το ασθενές οξύ CH_3COOH και η συζυγής βάση CH_3COO^- , που προκύπτει από την πλήρη διάσταση του CH_3COONa :

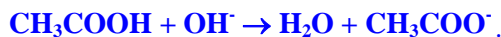


α. Αν στο διάλυμα προσθέσουμε ποσότητα ισχυρού οξέος, π.χ. HCl , τότε τα H_3O^+ που προκύπτουν από την πλήρη ιοντισμό του HCl αντιδρούν πρακτικά πλήρως με τη βάση CH_3COO^- , σύμφωνα με την εξίσωση:



Έτσι ο αριθμός των ιόντων H_3O^+ του διαλύματος διατηρείται σταθερός και κατά συνέπεια και το pH του.

β. Ανάλογα αν στο διάλυμα προσθέτουμε μια ισχυρή βάση π.χ. NaOH , τα OH^- που προκύπτουν από την πλήρη διάσταση του NaOH δεσμεύονται πρακτικά πλήρως από το CH_3COOH , σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:



Έτσι διατηρείται ο αριθμός των ιόντων OH^- σταθερός και κατά συνέπεια και των ιόντων H_3O^+ οπότε πρακτικά σταθερό παραμένει και το pH του διαλύματος.

Επισήμανση!

Για να μη χαθεί η ρυθμιστική ικανότητα του διαλύματος, πρέπει η ποσότητα HCl ή NaOH που προσθέτουμε να είναι σημαντικά μικρότερη από τις ποσότητες CH_3COONa ή CH_3COOH , ώστε να μη δεσμευθεί μεγάλη ποσότητα από κάποιο συστατικό του ρυθμιστικού διαλύματος.



Παράδειγμα 2^ο - Ρυθμιστικό διάλυμα NH₃ και NH₄Cl

α. Έστω ότι στο διάλυμα, προσθέτουμε ένα ισχυρό οξύ, π.χ. το HCl. Τα ιόντα του οξωνίου H₃O⁺ που προκύπτουν από την πλήρη ιοντισμό του HCl αντιδρούν πρακτικά πλήρως με τη βάση αμμωνία NH₃ σύμφωνα με την αντίδραση:



Με τον τρόπο αυτό τα ιόντα οξωνίου H₃O⁺ διατηρούν την αρχική τους συγκέντρωση με συνέπεια να μην αυξάνεται το pH του διαλύματος.

β. Κατά την προσθήκη μιας ισχυρούς βάσεως όπως, π.χ. το υδροξείδιο του νατρίου NaOH, τα ιόντα υδροξειδίου OH⁻ που προκύπτουν από την πλήρη διάσταση του NaOH αντιδρούν πρακτικά πλήρως με τα ιόντα αμμωνίου NH₄⁺ σύμφωνα με την αντίδραση: $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Έτσι διατηρείται ο αριθμός των ιόντων OH⁻ σταθερός και κατά συνέπεια και των ιόντων H₃O⁺ οπότε πρακτικά σταθερό παραμένει και το pH του διαλύματος.

Αραίωση ρυθμιστικού διαλύματος

Κατά την αραίωση ενός ρυθμιστικού διαλύματος, **το pH του παραμένει σταθερό**. Αυτό ισχύει με την προϋπόθεση ότι ισχύουν και οι προσεγγίσεις που απαιτούνται για την εφαρμογή της σχέσης¹:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{c_{\text{οξ}}}{c_{\text{βασ}}}$$

Πότε το ρυθμιστικό χάνει τη ρυθμιστική του ικανότητα

Όταν, με συνεχή αραίωση, φτάσουμε στο σημείο να μη ισχύουν οι προϋποθέσεις για την εφαρμογή της παραπάνω σχέσης, τότε το διάλυμα χάνει τη ρυθμιστική του ικανότητα.

Γιατί κατά την αραίωση το ρυθμιστικό διάλυμα διατηρεί το pH του σταθερό

Αν έχουμε ρυθμιστικό διάλυμα: HA και NaA με :

[HA] = c₁ M, [NaA] = c₂ M, τότε η συγκέντρωση των οξωνίων του διαλύματος προκύπτει από τη σχέση:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \quad \mathbf{11.-2}$$

¹ Αν $\alpha \leq 0,1$, τότε $1 - \alpha \approx 1$ και $c - x \approx c$ όπου,

x: η συγκέντρωση του οξέος ή βάσης που ιοντίζεται, α: ο βαθμός ιοντισμού.

Αν $K_a / c \leq 0,01$, τότε $1 - \alpha \approx 1$ και $c - x \approx c$



Αραιώνουμε το διάλυμα έστω στον δεκαπλάσιο όγκο του. Σύμφωνα με το νόμο της αραιώσης οι νέες συγκεντρώσεις των HA και NaA είναι οι:

$$[HA] \cdot V = [HA]' \cdot 10V \Rightarrow [HA]' = \frac{[HA] \cdot V}{10V} \Rightarrow [HA]' = \frac{[HA]}{10} \quad \mathbf{11.-3}$$

$$[A^-] \cdot V = [A^-]' \cdot 10V \Rightarrow [A^-]' = \frac{[A^-] \cdot V}{10V} \Rightarrow [A^-]' = \frac{[A^-]}{10} \quad \mathbf{11.-4}$$

Η νέα συγκέντρωση των οξονίων είναι η :

$$[H_3O^+]' = K_a \frac{[HA]'}{[A^-]'} \stackrel{(2)}{\Rightarrow} [H_3O^+]' = K_a \frac{\frac{[HA]}{10}}{\frac{[A^-]}{10}} \Rightarrow [H_3O^+]' = K_a \frac{[HA]}{[A^-]}$$

$$\stackrel{(1)}{\Rightarrow} [H_3O^+]' = [H_3O^+]$$

Παρατηρούμε δηλαδή ότι κατά την αραιώση, η συγκέντρωση των ιόντων οξονίου στο διάλυμα παραμένει σταθερή άρα και το pH του ρυθμιστικού διαλύματος παραμένει σταθερό.

Χρησιμότητα ρυθμιστικών

Τα ρυθμιστικά διαλύματα βρίσκουν πολλές εφαρμογές, όπως :

- 1. Στην αναλυτική χημεία** για τη βαθμονόμηση πεχαμέτρων, την ποσοτική ανάλυση κλπ.
- 2. Στη βιομηχανία.** Πολλές χημικές και βιοχημικές διεργασίες πρέπει να γίνονται σε καθορισμένη τιμή pH (βιολογικοί καθαρισμοί, επεξεργασία δερμάτων, παραγωγή χρωμάτων, λιπασμάτων κλπ.). Αυτό διασφαλίζεται με τη χρησιμοποίηση ρυθμιστικών διαλυμάτων.
- 3. Στην ιατρική, βιολογία, φαρμακευτική.** Τα περισσότερα υγρά των ζώων και φυτών είναι ρυθμιστικά διαλύματα, τα οποία ρυθμίζουν τις βιοχημικές διεργασίες που λαμβάνουν χώρα. Για παράδειγμα το αίμα είναι ρυθμιστικό διάλυμα, γι' αυτό και οι ενδοφλέβιες ενέσεις περιέχουν ρυθμιστικό διάλυμα



Ερωτήσεις κατανόησης

Αναγνώριση ρυθμιστικών διαλυμάτων

12-1. Ρυθμιστικό είναι το υδατικό διάλυμα :

- A. υδροχλωρίου και χλωριούχου αμμωνίου,
- B. αμμωνίας και χλωριούχου αμμωνίου,
- Γ. και τα δύο παραπάνω διαλύματα,
- Δ. κανένα από τα δύο παραπάνω διαλύματα

12-2. Ποιο από τα παρακάτω διαλύματα δεν είναι ρυθμιστικό;

- A. $\text{NH}_3 - \text{NH}_4\text{Cl}$
- B. $\text{CH}_3\text{COOH} - \text{CH}_3\text{COONa}$
- Γ. $\text{NaCO}_3 - \text{NaHCO}_3$
- Δ. $\text{HCOOH} - \text{HCl}$

12-3. Ποια από τα παρακάτω διαλύματα είναι ρυθμιστικά διαλύματα;

- A. $\text{HCN} 0,1 \text{ M} - \text{NaCN} 0,2 \text{ M}$
- B. $\text{NH}_3 0,1 \text{ M} - \text{NH}_4\text{Cl} 0,3 \text{ M}$
- Γ. $\text{NH}_4\text{Cl} 0,1 \text{ M} - \text{HCl} 0,2 \text{ M}$
- Δ. $\text{H}_2\text{S} 0,1 \text{ M} - \text{NaHS} 0,1 \text{ M}$
- E. $\text{CH}_3\text{COONa} 0,2 \text{ M} - \text{NaOH} 0,1 \text{ M}$

12-4. Ποια από τα παρακάτω διαλύματα μπορούν να χρησιμοποιηθούν ως ρυθμιστικά διαλύματα;

- A. CH_3COOH και CH_3COONa
- B. HCl και NaCl
- Γ. NH_3 και NH_4Cl
- Δ. HCN και KCN
- E. HNO_3 και NaNO_3
- Z. HBr και KBr

12-5. Να χαρακτηρίσετε με Σ όσες από τις ακόλουθες προτάσεις είναι σωστές και με Λ όσες είναι λανθασμένες.

- α. Ένα διάλυμα που περιέχει ένα ασθενές οξύ $\text{HA} 0,1 \text{ M}$ και άλας που δίνει κοινό ιόν με το οξύ $0,2 \text{ M}$ είναι ρυθμιστικό διάλυμα.
- β. Το διάλυμα που περιέχει NaF και KF είναι ρυθμιστικό διάλυμα.
- γ. Το διάλυμα που περιέχει $\text{NH}_3 0,1 \text{ M}$ και $\text{NH}_4\text{O} 0,2 \text{ M}$ είναι ρυθμιστικό διάλυμα.
- δ. Το διάλυμα που περιέχει $\text{NH}_4\text{Cl} 0,1 \text{ M}$ και $\text{NaCl} 0,2 \text{ M}$ είναι ρυθμιστικό διάλυμα.

Ποσοτική σύσταση ρυθμιστικού διαλύματος

12-6. Αναμιγνύονται 400 mL διαλύματος $\text{NH}_3 0,5 \text{ M}$ με 400 mL διαλύματος HCl . Για να προκύψει ρυθμιστικό διάλυμα, πρέπει η συγκέντρωση του δεύτερου διαλύματος είναι:

- A. 0,5 M, B. 0,2 M, Γ. 0,8 M, Δ. 0,9 M



Μάθημα 12

12-7. Για να μετατρέψω το υδατικό διάλυμα $[HF]=1M$, σε ρυθμιστικό διάλυμα πρέπει να προσθέσω:

- A. $[KF]=0,5M$, B. $[KOH]=0,5M$, Γ. οποιοδήποτε από τα παραπάνω δύο διαλύματα
Δ. κανένα από τα παραπάνω δύο διαλύματα.

12-8. Διαθέτουμε τα επόμενα τρία υδατικά διαλύματα και αραιώνουμε ένα λίτρο καθενός από αυτά με νερό, μέχρι τελικού όγκου τριών λίτρων. Σε ποιο από αυτά παρατηρείται η μεγαλύτερη μεταβολή του pH; A. $[HF]=0,1 M$ και $[KF]= 0,1 M$, B. $[HCl]= 0,1 M$, Γ. $[HF]=0,1 M$, Δ. σε όλα θα παρατηρηθεί η ίδια μεταβολή pH

12-9. Σε ένα ρυθμιστικό διάλυμα μονοπρωτικού οξέος και της συζυγούς του βάσης HA/A^- , ισχύουν: $[HA]= [A^-]$ και $K_b(A^-)=10^{-10}$. Το pH του διαλύματος είναι: A. 7, B. 14, Γ. 10, Δ. 4

12-10. Το pH ενός ρυθμιστικού διαλύματος $CH_3COOH - CH_3COONa$ αυξάνεται όσο η τιμή του λόγου :

$$\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

A. Αυξάνεται, B. μειώνεται, Γ. Δεν εξαρτάται από την τιμή αυτού του λόγου, Δ. παραμένει σταθερή

12-11. Για το ρυθμιστικό διάλυμα $CH_3COOH - CH_3COONa$, ισχύουν: $[CH_3COOH]=[CH_3COONa]=0,1M$ και $K_a(HCOOH)=10^{-5}$. Για το pH αυτού ρυθμιστικού διαλύματος ισχύει:

- A. $pH=pK_a$, B. $pH>pK_a$, Γ. $pH<pK_a$, Δ. $pH=0$

12-12. Για το ρυθμιστικό διάλυμα $NH_3 - NH_4Cl$, ισχύουν: $[NH_3]= [NH_4Cl]=0,1M$ και $K_b(NH_3)=10^{-5}$. Για το pH αυτού ρυθμιστικού διαλύματος ισχύει:

- A. $pH=pK_a$, B. $pH>pK_a$, Γ. $pH<pK_a$, Δ. $pH=14$

12-13. Η συγκέντρωση $[H_3O^+]$ σ' ένα ρυθμιστικό διάλυμα με $pH=5,5$ είναι: A. $3,2 \cdot 10^{-3}M$, B. $5,5M$, Γ. $3,16 \cdot 10^{-6}M$, Δ. $5,5M$

12-14. Η εξίσωση των **Henderson και Hasselbalch**, αποτελεί τη βάση για τον υπολογισμό του pH ενός ρυθμιστικού διαλύματος, αλλά δεν ισχύει πάντα. **Σ - Λ**

12-15. Όταν σε ένα υδατικό διάλυμα HF διαλύσουμε μικρή ποσότητα NaF το pH αυξάνεται. **Σ - Λ**

12-16. Το pH ρυθμιστικού διαλύματος $HCOOH - HCOONa$, ισχύουν: $[HCOOH]= 0,2M$ και $[HCOONa]= 0,4 M$ και $K_a(HCOOH)=2 \cdot 10^{-5}$. Το pH του διαλύματος είναι 4. **Σ - Λ**

12-17. Διαθέτουμε ρυθμιστικό διάλυμα CH_3COOH και CH_3COONa με pH ίσο με 6. Αν σε 1 L του ρυθμιστικού διαλύματος προσθέσουμε μικρή ποσότητα διαλύματος ισχυρού οξέος HCl συγκέντρωσης 0,1 M, το pH του τελικού, διαλύματος θα είναι: A. 6,1 B. 1 Γ. 6 Δ. 5,8 E. 5.

12-18. Στα παρακάτω διαλύματα προσθέτουμε 0,01 mol NaOH. Σε ποιο από τα διαλύματα αυτά θα παρατηρηθεί η μικρότερη μεταβολή του pH;

A. 1 L διαλύματος KOH $10^{-2} M$.

B. 1 L διαλύματος HCl $10^{-2} M$.



Γ. 1 L διαλύματος CH_3COOH 1M και CH_3COONa 1 M.

Δ. 1 L διαλύματος NH_3 1 M. Ε. 1 L διαλύματος NH_4Cl 1 M.

Τρόπος δράσης ρυθμιστικού διαλύματος

12-19. Σ' ένα ρυθμιστικό διάλυμα όγκου ενός λίτρου που περιέχει $[\text{HF}]=0,1\text{M}$ και $[\text{NaF}]=0,1\text{M}$, προσθέτουμε 0,2 mol HCl. Το pH του διαλύματος: Α. Αυξάνεται, Β. μειώνεται, Γ. Δεν εξαρτάται από την τιμή αυτού του λόγου, Δ. παραμένει σταθερή

12-20. Κατά την προσθήκη μικρής ποσότητας HCl σε ρυθμιστικό διάλυμα $\text{CH}_3\text{COOH} - \text{CH}_3\text{COONa}$ το pH του διαλύματος δε μεταβάλλεται πρακτικά διότι:

Α. η ποσότητα του HCl που προστίθεται είναι μικρή, Β. μειώνεται η σταθερά ιοντισμού του CH_3COOH , Γ. τα ιόντα H_3O^+ που προκύπτουν από τον ιοντισμό του HCl δεσμεύονται από τα ιόντα CH_3COO^- του διαλύματος, Δ. τα ιόντα Cl^- που προκύπτουν από τον ιοντισμό του HCl δεσμεύονται από τα ιόντα Na^+ του διαλύματος

12-21. Έχουμε ένα ρυθμιστικό διάλυμα που αποτελείται από HA και NaA. Τι θα συμβεί αν προσθέσουμε μικρή ποσότητα: α. HCl; β. KOH; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

12-22. Διαθέτουμε ρυθμιστικό διάλυμα HNO_2 , 0,1 M και NaNO_2 0,1 M. Να εξηγήσετε την επίδραση της αραίωσης στην τιμή του pH του ρυθμιστικού διαλύματος. **Σ - Α**

12-23. Ένα ρυθμιστικό διάλυμα μπορεί να καταστραφεί, όταν προσθέσουμε μεγάλη ποσότητα ισχυρού οξέος. **Σ - Α**

12-24. Το pH ρυθμιστικού διαλύματος που αποτελείται από CH_3COOH και CH_3COONa δεν υφίσταται μεταβολή κατά την προσθήκη KBr σε αυτό. **Σ - Α**

12-25. Σε 1L ρυθμιστικού διαλύματος που αποτελείται από CH_3COOH συγκέντρωσης 1 M και CH_3COONa συγκέντρωσης 1M προκαλείται η ίδια μεταβολή στο pH (κατά απόλυτη τιμή) είτε με την προσθήκη 0,01 mol NaOH είτε με την προσθήκη 0,01 mol HCl. **Σ - Α**

Ρυθμιστική ικανότητα

12-26. Ρυθμιστικό διάλυμα που αποτελείται από ιόντα NH_4^+ με συγκέντρωση 1M και NH_3 με συγκέντρωση 2 M έχει μεγαλύτερη ρυθμιστική ικανότητα από ρυθμιστικό διάλυμα που αποτελείται από ιόντα NH_4^+ συγκέντρωσης 0,1 M και NH_3 συγκέντρωσης 0,2 M.

Εφαρμογές ρυθμιστικών διαλυμάτων

12-27. Τα ρυθμιστικά διαλύματα βρίσκουν πολλές εφαρμογές, όπως :

- i. Στην χημεία,
- ii. Στη
- iii. Στην, βιολογία,



ΜΕΘΟΔΟΛΟΓΙΑ ΑΣΚΗΣΕΩΝ

Τα ρυθμιστικά διαλύματα αποτελούνται:

1. Από ένα ασθενές οξύ και την συζυγή του βάση (π.χ. CH_3COOH και CH_3COO^-).
2. Από μια ασθενή βάση και το συζυγές οξύ της (π.χ. NH_3 και NH_4^+).

Επισήμανση:

Το ασθενές οξύ ή συζυγής του βάση δεν προστίθενται στο διάλυμα με τη μορφή ιόντων, αλλά με τη μορφή αλάτων αυτών των ιόντων (π.χ. CH_3COONa , NH_4Cl).

Για την εύρεση του pH ενός ρυθμιστικού διαλύματος μπορούν να χρησιμοποιηθούν δύο τρόποι:

1. Αντιμετωπίζοντας το ρυθμιστικό διάλυμα σαν περίπτωση επίδρασης κοινού ιόντος.

Εφαρμόζουμε τις μεθόδους που αναφέρθηκαν στο μάθημα 11, δηλαδή:

- i. Γράφουμε τη διάσταση του ισχυρού ηλεκτρολύτη (συνήθως είναι το άλας).
- ii. Γράφουμε τη διάσταση του ασθενούς ηλεκτρολύτη (συνήθως είναι το οξύ ή η βάση).
- iii. Φτιάχνουμε τον πίνακα της διάστασης του ασθενούς ηλεκτολύτη.
- iv. Καταλήγουμε σε κάποια από τις σχέσεις:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{c_{\text{οξ}}}{c_{\text{βασ}}} \quad \text{ή} \quad [\text{OH}^-] = K_b \frac{c_{\text{βάσης}}}{c_{\text{οξέος}}}$$

2. Εφαρμόζουμε τους τύπους των Henderson και Hasselbalch:

$$pH = pK_a + \log \frac{c_{\text{βασ}}}{c_{\text{οξ}}} \quad \text{ή} \quad pOH = pK_b + \log \frac{c_{\text{οξέος}}}{c_{\text{βάσης}}}$$

Επισήμανση:

Προϋπόθεση για να ισχύουν οι σχέσεις αυτές είναι να ισχύουν οι προσεγγίσεις:

$$\alpha \leq 0,1, \text{ οπότε } 1 - \alpha \approx 1 \text{ και } c - x \approx c \text{ ή}$$

$$K_a / c \leq 0,01, \text{ οπότε } 1 - \alpha \approx 1 \text{ και } c - x \approx c$$

όπου,

x: η συγκέντρωση του οξέος ή βάσης που ιοντίζεται,

α: ο βαθμός ιοντισμού.



Λυμένα παραδείγματα

1. Δίνεται διάλυμα Δ₁ που περιέχει ασθενές οξύ HF με συγκέντρωση 0,5 M και το άλας NaF με συγκέντρωση 0,5M και έχει όγκο 1L. Στο διάλυμα Δ₁ προσθέτουμε:

- i. 0,1 mol HCl χωρίς μεταβολή του αρχικού όγκου, οπότε προκύπτει το διάλυμα Δ₂.
- ii. 0,1 mol KOH χωρίς μεταβολή του αρχικού όγκου, οπότε προκύπτει το διάλυμα Δ₃.

Να προσδιορίσετε:

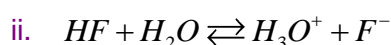
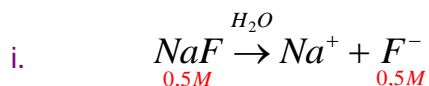
- I. το pH του διαλύματος Δ₁
- II. το pH του διαλύματος Δ₂
- III. το pH του διαλύματος Δ₃

Δίνεται $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 10^{-6}$.

Απάντηση

I. Α' τρόπος:

Οι αντιδράσεις ιοντισμού των ηλεκτρολυτών είναι:



Από την αντίδραση ιοντισμού του HF στο νερό έχουμε:

Συγκέντρωση (M)	HF	+H ₂ O ⇌	H ₃ O ⁺	+F ⁻
Αρχικά	0,5		0	0,5
Αντιδρούν/παράγονται	- x		+ x	+ x
Μένουν σε ΚΧΙ	0,5-x		x	0,5+x

Επειδή $\frac{K_a}{[\text{HF}]} = \frac{10^{-6}}{1} = 10^{-6} < 10^{-2}$ (1) και υπάρχει επίδραση κοινού ιόντος η οποία περιορίζει

ακόμη περισσότερο τον ιοντισμό του HF, ισχύουν χωρίς σημαντικό σφάλμα οι προσεγγίσεις:

$$[\text{HF}] = 0,5 - x = 0,5M \text{ και}$$

$$[\text{F}^-] = 0,5 + x = 0,5M \text{ . Οπότε:}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{F}^-]}{[\text{HF}]} \Rightarrow 10^{-6} = \frac{x \cdot 0,5}{0,5} \Rightarrow$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-6} M$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-6} M \Rightarrow -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-6} \Rightarrow \text{pH} = 6$$



Β' τρόπος:

Διαπιστώνουμε όπως και πριν ότι ισχύουν οι προσεγγίσεις λόγω της σχέσης (1).

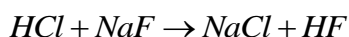
Εφαρμόζουμε την εξίσωση των **Henderson και Hasselbalch**:

$$pH = pK_a + \log \frac{[NaF]}{[HF]} \Rightarrow pH = 6 + \log \frac{5 \cdot 10^{-5}}{5 \cdot 10^{-5}} \\ \Rightarrow pH = 6$$

II. Προσδιορίζω τις συγκεντρώσεις των σωμάτων στο διάλυμα Δ₂. Οι συγκεντρώσεις των HF και NaF δεν μεταβάλλονται αφού δεν αλλάζει ο όγκος του διαλύματος μετά την προσθήκη του HCl. Η

$$\text{συγκέντρωση του υδροχλωρίου είναι: } [HCl] = \frac{n}{V} \Rightarrow [HCl] = \frac{0,1}{1} = 0,1M$$

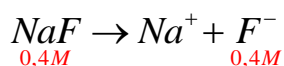
Το HCl αντιδρά με το NaF σύμφωνα με την αντίδραση:



Συμπληρώνω τον πίνακα για την παραπάνω αντίδραση:

Συγκέντρωση (M)	HCl	+NaF →	NaCl	HF
Αρχικά	0,1	0,5		0,5
Αντιδρούν/παράγονται	-0,1	-0,1		+0,1
Μένουν	0	0,4		0,6

Το NaF δίσταται σύμφωνα με την αντίδραση:



Από την αντίδραση ιοντισμού του HF στο νερό έχουμε:

Συγκέντρωση (M)	HF	+H ₂ O ⇌	H ₃ O ⁺	+F ⁻
Αρχικά	0,6		0	0,6
Αντιδρούν/παράγονται	-x		+x	+x
Μένουν σε ΚΧΙ	0,6-x		x	0,4+x

Διαπιστώνουμε όπως και πριν ότι ισχύουν οι προσεγγίσεις, οπότε:

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [F^-]}{[HF]} \Rightarrow 10^{-6} = \frac{x \cdot 0,4}{0,6} \Rightarrow$$

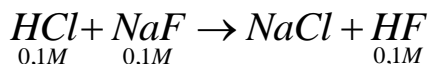
$$x = [H_3O^+] = 1,5 \cdot 10^{-6} M \Rightarrow pH = 5,8$$

$$[H_3O^+] = 10^{-6} M \Rightarrow -\log[H_3O^+] = -\log 10^{-6} \Rightarrow pH = 6$$

Β' τρόπος:



Μετά την προσθήκη του NaF γίνεται η αντίδραση:



Από την αντίδραση ιοντισμού του HF στο νερό έχουμε:

Συγκέντρωση (M)	HF	+H ₂ O ⇌	H ₃ O ⁺	+F ⁻
Αρχικά	0,6		0	0,4
Αντιδρούν/παράγονται	- x		+ x	+ x
Μένουν σε ΚΧΙ	0,6-x		x	0,4+x

Διαπιστώνουμε όπως και πριν ό,τι ισχύουν οι προσεγγίσεις λόγω της σχέσης (1).

Εφαρμόζουμε την εξίσωση των **Henderson και Hasselbalch**:

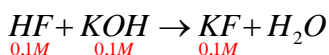
$$pH = pK_a + \log \frac{[NaF]}{[HF]} \Rightarrow pH = 6 + \log \frac{0,4}{0,6}$$

$$\Rightarrow pH = 5,8$$

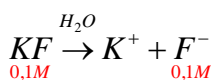
III. Προσδιορίζω τις συγκεντρώσεις των σωμάτων στο διάλυμα Δ₃. Οι συγκεντρώσεις των HF και NaF δεν μεταβάλλονται αφού δεν αλλάζει ο όγκος του διαλύματος μετά την προσθήκη του KOH. Η

$$\text{συγκέντρωση του KOH είναι: } [KOH] = \frac{n}{V} \Rightarrow [KOH] = \frac{0,1}{1} = 0,1M$$

Το KOH αντιδρά με το HF σύμφωνα με την αντίδραση:



Το KF δίσταται στο νερό σύμφωνα με την αντίδραση:



Από την αντίδραση ιοντισμού του HF στο νερό έχουμε:

Συγκέντρωση (M)	HF	+H ₂ O ⇌	H ₃ O ⁺	+F ⁻
Αρχικά	0,4		0	0,6
Αντιδρούν/παράγονται	- x		+ x	+ x
Μένουν σε ΚΧΙ	0,4-x		x	0,6+x



Επειδή $\frac{K_a}{[HF]} = \frac{10^{-6}}{1} = 10^{-6} < 10^{-2}$ (1) και υπάρχει επίδραση κοινού ιόντος η οποία περιορίζει

ακόμη περισσότερο τον ιοντισμό του HF, ισχύουν χωρίς σημαντικό σφάλμα οι προσεγγίσεις:

$$[HF] = 0,4 - x = 0,4M \text{ και}$$

$$[F^-] = 0,6 + x = 0,6M . \text{ Οπότε:}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [F^-]}{[HF]} \Rightarrow 10^{-6} = \frac{x \cdot 0,6}{0,4} \Rightarrow$$

Άρα:

$$x = [H_3O^+] = \frac{2}{3} \cdot 10^{-6} M$$

$$[H_3O^+] = \frac{2}{3} \cdot 10^{-6} M \Rightarrow -\log[H_3O^+] = -\log \frac{2}{3} \cdot 10^{-6} \Rightarrow pH = 6,17$$

Β' τρόπος:

Διαπιστώνουμε όπως και πριν ότι ισχύουν οι προσεγγίσεις.

Εφαρμόζουμε την εξίσωση των **Henderson και Hasselbalch**:

$$pH = pK_a + \log \frac{[NaF]}{[HF]} \Rightarrow pH = 6 + \log \frac{0,6}{0,4} \Rightarrow pH = 6,17$$

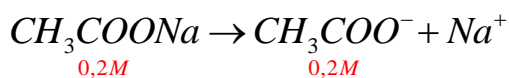
2. Ένα ρυθμιστικό διάλυμα Δ₁ περιέχει [CH₃COOH]= 0,2 M, [CH₃COONa]= 0,2 M και έχει συνολικό όγκο 1L. Αραιώνουμε το διάλυμα Δ₁ με προσθήκη 1L νερού, οπότε προκύπτει το διάλυμα Δ₂.

- i. Να βρεθεί το pH του διαλύματος Δ₁.
- ii. Να βρεθεί το pH του διαλύματος Δ₂.

Δίνεται $K_{aCH_3COOH} = 10^{-5}$.

Απάντηση

- i. Το CH₃COONa δίσταται σύμφωνα με την αντίδραση:



Από την αντίδραση ιοντισμού του CH₃COOH στο νερό έχουμε:

Συγκέντρωση (M)	CH ₃ COOH	+H ₂ O ⇌	H ₃ O ⁺	+CH ₃ COO ⁻
Αρχικά	0,2		0	0,2
Αντιδρούν/παράγονται	- x		+ x	+ x
Μένουν σε ΚΧΙ	0,2-x		x	0,2+x



Επειδή $\frac{K_a}{[CH_3COOH]} = \frac{10^{-5}}{2 \cdot 10^{-1}} = 5 \cdot 10^{-5} < 10^{-2}$ (1) και υπάρχει επίδραση κοινού ιόντος η οποία

περιορίζει ακόμη περισσότερο τον ιοντισμό του CH_3COOH , ισχύουν χωρίς σημαντικό σφάλμα οι προσεγγίσεις:

$$[CH_3COOH] = 0,2 - x = 0,2M \text{ και}$$

$$[CH_3COO^-] = 0,2 + x = 0,2M .$$

Εφαρμόζουμε την εξίσωση των **Henderson και Hasselbalch**:

$$pH = pK_a + \log \frac{[CH_3COONa]}{[CH_3COOH]} \Rightarrow pH = 5 + \log \frac{0,2}{0,2} \Rightarrow pH = 5$$

ii. Προσδιορίζω τις συγκεντρώσεις των ουσιών του Δ_2 μετά την αραίωση:

$$[CH_3COOH]_1 \cdot V_1 = [CH_3COOH]_2 \cdot V_2 \Rightarrow [CH_3COOH]_2 = \frac{[CH_3COOH]_1 \cdot V_1}{V_2}$$

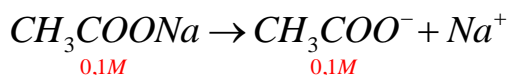
$$\Rightarrow [CH_3COOH]_2 = \frac{2 \cdot 10^{-1} \cdot 1}{2} = 10^{-1}M$$

Ομοίως:

$$[CH_3COONa]_1 \cdot V_1 = [CH_3COONa]_2 \cdot V_2 \Rightarrow [CH_3COONa]_2 = \frac{[CH_3COONa]_1 \cdot V_1}{V_2}$$

$$\Rightarrow [CH_3COONa]_2 = \frac{2 \cdot 10^{-1} \cdot 1}{2} = 10^{-1}M$$

Το CH_3COONa δίσταται σύμφωνα με την αντίδραση:



Από την αντίδραση ιοντισμού του CH_3COOH στο νερό έχουμε:

Συγκέντρωση (M)	CH_3COOH	$+H_2O \rightleftharpoons$	H_3O^+	$+CH_3COO^-$
Αρχικά	0,1		0	0,1
Αντιδρούν/παράγονται	- x		+ x	+ x
Μένουν σε ΚΧΙ	0,2-x		x	0,2+x

Επειδή $\frac{K_a}{[CH_3COOH]} = \frac{10^{-5}}{10^{-1}} = 10^{-4} < 10^{-2}$ και υπάρχει επίδραση κοινού ιόντος η οποία

περιορίζει ακόμη περισσότερο τον ιοντισμό του CH_3COOH , ισχύουν χωρίς σημαντικό σφάλμα οι προσεγγίσεις:

$$[CH_3COOH] = 0,1 - x = 0,1M \text{ και } [CH_3COO^-] = 0,1 + x = 0,1M .$$

Εφαρμόζουμε την εξίσωση των **Henderson και Hasselbalch**:

$$pH = pK_a + \log \frac{[CH_3COONa]}{[CH_3COOH]} \Rightarrow pH = 5 + \log \frac{0,1}{0,1} \Rightarrow pH = 5$$



Ασκήσεις & Προβλήματα

Παρασκευή ρυθμιστικού με ανάμειξη συστατικών

12-1. Να υπολογιστεί το pH των παρακάτω ρυθμιστικών διαλυμάτων:

α. HA 0,1 M και NaA 0,2 M, β. HB 0,01 M και NaB 0,03 M, γ. NH₃ 1M και NH₄Cl 1 M.

Δίνονται για το HA ότι $K_a = 2 \cdot 10^{-5}$, για το HB ότι $K_a = 3 \cdot 10^{-6}$ και για την NH₃ ότι $K_b = 10^{-5}$

Απ. α. 5. β. 6. γ. 9

12-2. Με τη διάλυση στο νερό 3,4 g NH₃ και 10,7 g NH₄Cl σχηματίστηκε ρυθμιστικό διάλυμα όγκου 250 mL. Να υπολογιστεί η [OH⁻] και το pH του διαλύματος. Για την NH₃ δίνεται η σταθερά ιοντισμού $K_b = 10^{-5}$.

Απ. 10^{-5} M και pH = 9

12-3. Να υπολογιστεί το pH ρυθμιστικού διαλύματος το οποίο αποτελείται από HNO₂ περιεκτικότητας 0,47% w/v και NaNO₂ περιεκτικότητας 1,38% w/v. Για το HNO₂ δίνεται ότι $K_a = 2 \cdot 10^{-4}$. **Απ.** pH = 4

12-4. Ρυθμιστικό διάλυμα περιέχει μεθυλαμίνη (CH₃NH₂) 0,248% w/w και υδροχλωρικό άλας της μεθυλαμίνης (CH₃NH₃Cl) 1,08% w/w. Αν το ρυθμιστικό διάλυμα έχει πυκνότητα ίση με 1,25 g/mL, να υπολογιστεί το pH του διαλύματος. Για τη μεθυλαμίνη δίνεται ότι $K_b = 2 \cdot 10^{-5}$. **Απ.** pH = 9

12-5. Ρυθμιστικό διάλυμα που αποτελείται από ΗΔ και ιόντα Δ⁻, με αρχικές συγκεντρώσεις c_1 και c_2 mol/L αντίστοιχα, έχει pH = 5. Να βρεθεί η τιμή του λόγου $c_1 : c_2$. Για το οξύ ΗΔ ισχύει $K_a = 10^{-6}$.

Απ. $c_1 : c_2 = 10 : 1$

12-6. Σε 2 L διαλύματος (Δ1) NH₃ 0,5 M προσθέτουμε 8 L διαλύματος (Δ2) NH₄Cl 0,125 M και παίρνουμε 10 L ρυθμιστικού διαλύματος (Δ3). Ποιο είναι το pH του ρυθμιστικού διαλύματος (Δ3); Δίνεται για την NH₃ ότι $K_b = 10^{-5}$. **Απ.** pH=9

12-7. Με ποια αναλογία όγκων πρέπει να αναμείξουμε διάλυμα (Δ1) HClO₂ 0,9 M με διάλυμα (Δ2) NaClO₂ 0,3 M για να πάρουμε διάλυμα (Δ3) με pH = 7; Δίνεται για το HClO₂ $K_a = 10^{-6}$

Απ. $V_1 : V_2 = 1 : 30$

12-8. α. Διαθέτουμε διάλυμα (Δ1) NH₃ με pH = 11. Να βρεθεί η συγκέντρωση του διαλύματος. Δίνεται για την NH₃ ότι $K_b = 10^{-5}$.

β. Με ποια αναλογία όγκων πρέπει να αναμείξουμε το διάλυμα (Δ1) της NH₃ με διάλυμα (Δ2) NH₄Cl συγκέντρωσης 0,2 M, έτσι ώστε να προκύψει ρυθμιστικό διάλυμα (Δ3) με pH ίσο με 10.

Απ. α. $c_1 = 0,1$ M, β. $V_1 : V_2 = 20 : 1$.

12-9. Με ποια αναλογία όγκων πρέπει να αναμείξουμε διάλυμα (Δ1) ασθενούς μονοπρωτικού οξέος HA με διάλυμα (Δ2) άλατος NaA ίδιας συγκέντρωσης, ώστε να προκύψει ρυθμιστικό διάλυμα (Δ3) με pH ίσο με 6; Δίνεται για το HA ότι $K_a = 10^{-5}$.

Απ. $V_1 : V_2 = 1 : 10$





12-10. α. Ρυθμιστικό διάλυμα (Δ1) περιέχει ασθενές μονοπρωτικό οξύ HA 0,4 M και τη συζυγή του βάση A⁻ 0,04 M. Το pH του διαλύματος είναι ίσο με 3. β. Ρυθμιστικό διάλυμα (Δ2) παρουσιάζει pH = 5 και περιέχει 0,02 M HA και ω M ιόντων A⁻. Πόσα L από το διάλυμα (Δ1) και πόσα από το διάλυμα (Δ2) πρέπει να αναμειχθούν για να παρασκευαστούν 6 L ρυθμιστικού διαλύματος (Δ3) HA - A⁻ με pH = 4; **Απ.** 2L (Δ1) και 4L (Δ2).

Παρασκευή ρυθμιστικού με μερική εξουδετέρωση του ασθενούς ηλεκτρολύτη από ισχυρό ηλεκτρολύτη:

12-11. Σε 500 mL διαλύματος (Δ1) ασθενούς μονοπρωτικού οξέος HA συγκέντρωσης 0,4 M προσθέτουμε 500 mL διαλύματος (Δ2) KOH συγκέντρωσης 0,1 M. Να υπολογιστούν στο διάλυμα (Δ3) που προκύπτει: α. η σύσταση και β. το pH. Δίνεται για το HA ότι $K_a = 10^{-6}/3$.

Απ. α. 0,15 M HA, 0,05 M KA, β. pH = 6.

12-12. Αναμειγνύουμε 0,5 L διαλύματος HCl 0,8 M με 0,5 L διαλύματος CH₃NH₂ 1,2 M. Να υπολογιστεί το pH του τελικού διαλύματος. Δίνεται για τη CH₃NH₂ ότι $K_b = 2 \cdot 10^{-5}$. **Απ.** pH = 9

12-13. Πόσα mol NaOH πρέπει να προσθέσουμε σε 2 L διαλύματος NH₄Cl 0,1 M που έχει pH = 5, για να πάρουμε ρυθμιστικό διάλυμα που να έχει pH = 9; Δεν μεταβάλλεται ο όγκος του αρχικού διαλύματος με την ανάμειξη. **Απ.** 0,1 mol

12-14. Με ποια αναλογία όγκων πρέπει να αναμείξουμε διάλυμα (Δ1) CH₃COOH 0,1 M και διάλυμα (Δ2) NaOH 0,2 M για να πάρουμε ρυθμιστικό διάλυμα (Δ3) με pH = 5; Δίνεται ότι $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 10^{-5}$. **Απ.** V₁: V₂ = 4 : 1

12-15. Υδατικό διάλυμα Δ₁ περιέχει αιθανικό οξύ (CH₃COOH) με συγκέντρωση 0,1 M.
α. Να υπολογιστούν το pH του διαλύματος Δ₁ και ο βαθμός ιοντισμού του CH₃COOH στο διάλυμα αυτό.

β. Σε 200 mL του διαλύματος Δ₁ προσθέτουμε 0,02 mol NaOH, χωρίς μεταβολή του όγκου του διαλύματος, οπότε προκύπτει διάλυμα Δ₂. Να υπολογίσετε το pH του διαλύματος Δ₂.

γ. Στο διάλυμα Δ₂ προσθέτουμε 0,01 mol αερίου HCl, χωρίς μεταβολή του όγκου του διαλύματος, και προκύπτει διάλυμα Δ₃. Να υπολογίσετε το pH του διαλύματος Δ₃. Δίνεται ότι όλα τα διαλύματα βρίσκονται σε θερμοκρασία θ = 25°C, $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 10^{-5}$, $K_w = 10^{-14}$. **Εξετάσεις**

Απ. α. pH = 3, α = 0,01, β. pH = 9, γ. pH = 5.

Προσθήκη ισχυρού ηλεκτρολύτη στο ρυθμιστικό διάλυμα:

12-16. α. Ποια είναι η τιμή της [H₃O⁺] ρυθμιστικού διαλύματος (Δ1) που αποτελείται από ασθενές μονοπρωτικό οξύ (HA) 0,1 M και άλας του με νάτριο (NaA) 0,5 M; Δίνεται για το HA ότι $K_a = 2 \cdot 10^{-6}$.

β. Σε 100 mL του ρυθμιστικού διαλύματος (Δ1) προσθέτουμε 100 mL διαλύματος (Δ2) HCl 0,1 M. Ποιο είναι το pH του τελικού διαλύματος (Δ3); **Απ.** α. $4 \cdot 10^{-7}$ M, β. pH = 6.

12-17. Ρυθμιστικό διάλυμα (Δ1) ασθενούς μονοπρωτικού οξέος HA με συγκέντρωση 0,2M και άλατος NaA με συγκέντρωση 0,4 M, έχει συγκέντρωση H₃O⁺ ίση με $5 \cdot 10^{-6}$ M.



Μάθημα 12

α. Ποια είναι η συγκέντρωση H_3O^+ του διαλύματος που προκύπτει με την προσθήκη 0,2 g NaOH σε 50 mL του παραπάνω ρυθμιστικού διαλύματος ($\Delta 1$);

β. Ποιο είναι το pH του διαλύματος που προκύπτει με τη διαβίβαση 112 mL αέριου HCl (STP) σε 50 mL του ρυθμιστικού διαλύματος ($\Delta 1$); **Απ.** α. $2 \cdot 10^{-6} \text{ M}$, β. pH = 5.

12-18. Ρυθμιστικό διάλυμα NH_3 συγκέντρωσης 0,12 M και NH_4Cl έχει συγκέντρωση OH^- ίση με $1,5 \cdot 10^{-5} \text{ M}$.

α. Να υπολογιστεί το pH του διαλύματος που προκύπτει με τη διαβίβαση 448 mL αέριου HCl (STP) σε 1 L του ρυθμιστικού διαλύματος. Δίνεται για την NH_3 ότι $K_b = 10^{-5}$.

β. Αν διαβιβάσαμε την ίδια ποσότητα HCl σε 1 L ρυθμιστικού διαλύματος NH_3 1,2 M και NH_4Cl 0,8M, θα είχαμε μεγαλύτερη, μικρότερη ή την ίδια μεταβολή στο pH του ρυθμιστικού διαλύματος; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας. **Απ.** α. pH = 9

12-19. Ρυθμιστικό διάλυμα προκύπτει με ανάμειξη 20 mL διαλύματος NH_3 συγκέντρωσης 3 M και 40 mL διαλύματος NH_4Cl συγκέντρωσης 3 M.

α. Να υπολογιστεί η συγκέντρωση ιόντων OH^- του ρυθμιστικού διαλύματος που σχηματίστηκε.

β. Αναμειγνύουμε 20 mL από το παραπάνω ρυθμιστικό διάλυμα με 40 mL διαλύματος NaOH συγκέντρωσης 0,25 M και 40 mL νερού.

Ποια είναι η τιμή pH του τελικού διαλύματος που προκύπτει με την παραπάνω ανάμειξη; Δίνεται για την NH_3 ότι $K_b = 10^{-5}$. **Απ.** α. $5 \cdot 10^{-6} \text{ M}$, β. pH = 9.

Προσθήκη νερού στο ρυθμιστικό διάλυμα:

12-20. Δίνεται ρυθμιστικό διάλυμα ($\Delta 1$) που περιέχει CH_3COOH 0,2 M και CH_3COONa 0,1 M και έχει $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ίση με $2 \cdot 10^{-5} \text{ M}$.

α. Ποια είναι η τιμή της K_a του CH_3COOH ;

β. Σε 2 L του διαλύματος ($\Delta 1$) προσθέτουμε 18 L H_2O και παίρνουμε διάλυμα ($\Delta 2$). Ποιο είναι το pH του διαλύματος ($\Delta 2$); Δίνεται $\log 2 = 0,3$.

γ. Σε 2 L του διαλύματος ($\Delta 1$) προσθέτουμε 0,1 mol NaOH και παίρνουμε διάλυμα ($\Delta 3$). Ποιο είναι το pH του διαλύματος ($\Delta 3$);

δ. Σε 2L του διαλύματος ($\Delta 1$) προσθέτουμε 4 L διαλύματος ($\Delta 4$) HCl 0,05 M και παίρνουμε διάλυμα ($\Delta 5$). Ποιο είναι το pH του διαλύματος ($\Delta 5$); **Απ.** α. $K_a = 10^{-5}$, β. pH=4,7, γ. pH = 5, δ. pH = 3.

