**ΡΥΘΜΙΣΤΙΚΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ.**

 **Ρυθμιστικά διαλύματα** είναι τα διαλύματα τα οποία έχουν τις εξής ιδιότητες:

 α) διατηρούν το pH τους σταθερό όταν σε αυτά προσθέσουμε μικρή αλλά υπολογίσιμη ποσότητα ι-σχυρού οξέος ή ισχυρής βάσης (π.χ. HCl ή NaOH) και

 β) διατηρούν το pH τους σταθερό όταν τα αραιώνουμε μέσα σε ορισμένα όρια.

 Τα ρυθμιστικά διαλύματα περιέχουν: α) ασθενές οξύ και τη συζυγή του βάση (ΗΑ/Α-) ή

 β) ασθενή βάση και το συζυγές της οξύ (Β/ΒΗ+).

  **Παρασκευές ρυθμιστικών διαλυμάτων της μορφής (ΗΑ/Α-).**

α) Με ανάμειξη του ασθενούς οξέος: ΗΑ (π.χ. ΗF, HCN, HCOOH, HNO2) με τη συζυγή του βάση που περιέχεται στο άλας του οξέος με ισχυρή βάση: ΝaA(π.χ. NaF, NaCN, HCOONa, KNO2)

 β) Με μερική εξουδετέρωση ασθενούς οξέος ΗΑ (π.χ. ΗF, HCN, HCOOH, HNO2) από ισχυρή βάση (π.χ. ΝaOH, KOH). Η μερική εξουδετέρωση γίνεται με περίσσεια του ασθενούς οξέος:

 mol ΗΑ + NaOH → NaA + H2O

 Αρχικά x y - - x > y

 Αντιδρ/Παράγ. y y y y

 Τελικά x – y - y y

 **Στα ρυθμιστικά διαλύματα της μορφής (ΗΑ/Α-) γίνονται οι εξής αντιδράσεις:**

 (ιοντισμός ασθενούς οξέος) (ηλεκτρολυτική διάσταση)

 ΗΑ + Η2Ο ⇄ Η3Ο+ + Α-  ΝaA → Νa+ + A-

 Cοξέος – x x x Cβάσης Cβάσης Cβάσης

 Κa = **=** $\frac{\left[H\_{3}O^{+}\right] [A^{−}]}{\left[HA\right] }$ = $\frac{x∙(C\_{βάσης}+x) }{C\_{οξέος}−x}$ ≈ $\frac{x∙C\_{βάσης} }{C\_{οξέος}}$

 Για τα ρυθμιστικά διαλύματα που θα εξετάσουμε συνήθως ισχύουν οι προσεγγίσεις:

 Cοξέος – x ≈ Cοξέος και Cβάσεως + x ≈ Cβάσεως  έτσι έχουμε:

 **[Η3Ο+]** **= x = Ka**  $\frac{C\_{οξέος} }{C\_{βάσης}}$ $⇔$ **pH = pKa + log**$\frac{C\_{βάσης}}{C\_{οξέος}}$

 **[ΟΗ-] = Κw/[Η3Ο+]** $⇔$ **[ΟΗ-] =**  **Kb**  $\frac{C\_{βάσης} }{C\_{ οξέος}}$ $⇔$ **pΟH = pKb + log**$\frac{C\_{οξέος}}{C\_{ βάσης}}$

Ασκήσεις:

1. Σε 400 mL διαλύματος CH3COOH 0,1Μ προσθέτουμε 0,04mol CH3COONa και παίρνουμε 400 mL διαλύματος (Α). Ποιο είναι το pH και ο βαθμός ιοντισμού του CH3COOH στο διάλυμα Α;

 Δίνεται Ka (CH3COOH) = 10-5.

 Λύση

Μετά την ανάμειξη οι συγκεντρώσεις των διαλ. ουσιών θα είναι:

 C(CH3COOH) = 0,1Μ

 C(CH3COOΝa) = n / V = 0,04 / 0,4 = 0,1M

 CH3COONa, → Na+ + CH3COO-

0,1 Μ 0,1Μ 0,1Μ

 CH3COOH + Η2Ο ⇄ Η3Ο+ + CH3COO-

 0,1 - x x x

 [CH3COO-] = 0,1 + x [Η3Ο+] = x [CH3COOH] = 0,1 - x

 Ka = [CH3COO-][Η3Ο+] / [CH3COOH] = (0,1 + x)x / (0,1 + x) ≈ 0,1x / 0,1 = 10-5

 x = 10-5 M pH = 5

 α = x/C = 10-5 / 0,1 = 10-4

1. Σε 2 L διαλύματος HF 0,5 Μ προσθέτουμε 8 L διαλύματος NaF 0,125 M και παίρνουμε 10 L ρυθμιστικού διαλύματος. Ποιο είναι το pH του ρυθμιστικού διαλύματος;

 Ka(HF) = 10-5 και Kw = 10-14 .

 Λύση

 Ανάμειξη διαλυμάτων που περιέχουν διαφορετική διαλυμένη ουσία:

 Υπολογίζουμε τα mol κάθε ουσίας στο αρχικό διάλυμα (C = nV)

Yπολογίζουμε τη συγκέντρωση κάθε ουσίας στο διάλυμα που προκύπτει από την ανάμειξη (C=n/Vολ)

n(HF) = CV = 0,5·2 = 1mol C(HF) = n/(V+V’) = 1/10 = 0,1 M ΗF

n(NaF) = C’V’ = 0,125·8 = 1mol C(NaF) = n/(V+V’) = 1/10 = 0,1 M NaF

 NaF → Na+ + F-  Cb = 1M

0,1Μ 0, 1Μ 0,1M

 ΗF + Η2Ο ⇄ Η3Ο+ + F-

 1 - x x x

 Κa= $\frac{\left[H\_{3}O^{+}\right] [F^{−}]}{\left[HF\right] }$ = $\frac{x(0,1+x) }{0,1−x}$ ≈ $\frac{x 0,1 }{0,1}$

 x = 10-4 0,1/0,1 = 10-4 pH = 4

 α = x/Cοξέος  = 10-4/0,1 = 10-3Μ

1. α) Υδατικό διάλυμα CH3COOH 0,1Μ τι pH έχει; β) Πόσα mol στερεούCH3COONa πρέπει να προσθέσουμε σε 2L του παραπάνω διαλύματος για να μεταβληθεί το pH κατά δύο μονάδες; Ο όγκος του διαλύματος δε μεταβάλλεται. Δίνεται για το οξύ Κa = 10-5.

Λύση

α) CH3COOH + Η2Ο ⇄ Η3Ο+ + CH3COO-

 0,1 - x x x

 Ka = [CH3COO-][Η3Ο+] / [CH3COOH] =

x2 / C x = $ \sqrt{Κ\_{a}C} $ x = $ \sqrt{0,1·10^{−5 } } $ = 10-3 M pH = 3

β)

 Λόγω επίδρασης κοινού ιόντος (CH3COO- ) η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα αριστερά και το pH αξάνεται (το x ελαττώνεται)

 pH’ = 3+2 = 5 προσθέτουμε α mol CH3COONa

Kατά την προσθήκη καθαρής στερεάς ή αέριας ουσίας σε ένα διάλυμα: i) συγκεντρώσεις των αρχικών ουσιών του διαλύματος δεν αλλάζουν, ii) η συγκέντρωση της νέας ουσίας στο διάλυμα θα είναι C = n/V.

Έτσι συγκέντρωση του CH3COONa στο τελικό διάλυμα είναι C = n/V = α/2 Μ

 CH3COONa, → Na+ + CH3COO-

C Μ CΜ CΜ

 CH3COOH + Η2Ο ⇄ Η3Ο+ + CH3COO-

 0,1 - x’ x’ x’

 [CH3COO-] = C + x [Η3Ο+] = x [CH3COOH] = 0,1 - x

 x’ = 10-5 Μ

 Ka = $\frac{\left[H\_{3}O^{+}\right] [CH3COO− ]}{\left[ CH3COOH \right] }$ = C · x’/ 0,1 = C·10-5/0,1 = 10-5

 C = 0,1M = α/2 α = 0,2mol

1. Πόσα mL διαλύματος ΝaA 0,3Μ πρέπει να προσθέσουμε σε 100mL διαλύματος ΗΑ 0,3Μ για να προκύψει διάλυμα με pH = 4. Κατά την ανάμιξη θεωρούμε ότι δε μεταβάλλεται ο συνολικός όγκος ; Για το οξύ Κa = 2 ·10-4.

Λύση

 Έστω α L

 Ανάμειξη διαλυμάτων που περιέχουν διαφορετική διαλυμένη ουσία:

 Υπολογίζουμε τα mol κάθε ουσίας στο αρχικό διάλυμα (n = CV)

Yπολογίζουμε τη συγκέντρωση κάθε ουσίας στο διάλυμα που προκύπτει από την ανάμειξη (C=n/Vολ)

Συγκέντρωση στο νέο διάλυμα = mol στο αρχικό διάλυμα/όγκος νέου διαλύματος

C = 0,3 0,1 /(α+0,1) = 0,03 / (α+0,1) συγκέντρώση του οξέος στο τελικό διάλυμα

C’ = 0,3 α / (α+0,1) = 0,3 α / (α+0,1) συγκέντρωση του άλατος στο τελικό διάλυμα

 NaF → Na+ + F-

C’ C’ C’

 ΗF + Η2Ο ⇄ Η3Ο+ + F-

 C - x x x

 pH = 4 x = 10-4M

 C = 0,03 / (α+1) M

 C’ = 0,3 α / (α+1) M

 Ka = C’ [Η3Ο+] / C = C’ x / C = 0,3α10-4 / 0,03 = 2·10-4 α = 0,2L = 200mL

1. Σε 2 L διαλύματος HF 0,2 M προσθέτουμε 0,5λίτρα διαλύματος NaOH 0,4 M . Ποιό είναι το pH του διαλύματος που προκύπτει; Κατά την ανάμιξη θεωρούμε ότι δε μεταβάλλεται ο συνολικός όγκος. Δίνεται Ka( HF)= 10-4.

 Λύση

 α) βρίσκουμε τα mol της διαλ. Σε κάθε διάλυμα (n = CV)

 Αρχικές ποσότητες: 2x0,2 = 0,4mol HF 0,5x0,4 = 0,2mol NaOH (n = CV)

 β) Γράφουμε την αντίδραση και βρίσκουμε πόσα mol αντιδρώντων - προϊόντων θα υπάρχουν μετά την αντίδραση

 mol ΗF + NaOH → NaF + H2O

 Αρχικά 0,4 0,2 - -

 Αντιδρ/Παράγ. 0,2 0,2 0,2

 Τελικά 0,4 – 0,2=0,2 - 0,2

 γ) Yπολογίζουμε τις συγκεντρώσεις των σωμάτων μετά την αντίδραση στο τελικό διάλυμα (C = n/V). Διαιρούμε τα mol δια του ολικού όγκο του διαλύματος

Oι συγκεντρώσεις των σωμάτων στο τελικό διάλυμα: C = 0,2/(2+0,5) Μ ΗF ,

 C’ = 0,2/(2+0,5) Μ ΝaF

 NaF → Na+ + F-

 C’ C’ C’

 ΗF + Η2Ο ⇄ Η3Ο+ + F-

 C - x x x



 Κa= $\frac{\left[H\_{3}O^{+}\right] [F^{−}]}{\left[HF\right] }$ x = 10-4 C/C’ = 10-4 pH = 4

 Βαθμός ιοντισμού α = x / C = 10-4 / C

 **Παρασκευές ρυθμιστικών διαλυμάτων της μορφής (Β/ΒΗ+).**

α) Με ανάμειξη της ασθενούς βάσης Β (π.χ. ΝΗ3, RNΗ2) με το συζυγές της οξύ ΒΗ+ το οποίο περιέχεται στο άλας της βάσης με ισχυρό οξύ ΒΗCl (π.χ. ΝΗ4Cl, RH3Cl).

 β) Με μερική εξουδετέρωση ασθενούς βάσης Β (π.χ. ΝΗ3, RNΗ2) από ισχυρό οξύ (π.χ. HCl, HBr, HNO3). Η μερική εξουδετέρωση γίνεται με περίσσεια της ασθενούς βάσης:

 mol Β + ΗCl → BHCl

 Αρχικά x y -

 Αντιδρ/Παράγ. y y y

 Τελικά x – y y y

 **Στα ρυθμιστικά διαλύματα της μορφής (Β/ΒΗ+) γίνονται οι εξής αντιδράσεις:**

 (ιοντισμός ασθενούς βάσεως) (ηλεκτρολυτική διάσταση)

 B + Η2Ο ⇄ BH+ + OH-  BHCl → ΒΗ+ + Cl-

 Cβάσης – x x x Cοξέος Cοξέος Cοξέος

 Κb = **=** $\frac{\left[ΟΗ^{−}\right] [ΒΗ^{+}]}{\left[Β\right] }$ = $\frac{C\_{οξέος}+x) }{C\_{βάσης}−x}$ ≈ $\frac{x∙C\_{οξέος} }{C\_{βάσης}}$

 Για τα ρυθμιστικά διαλύματα που θα εξετάσουμε συνήθως ισχύουν οι προσεγγίσεις:

 Cβάσης – x ≈ Cβάσης και Cοξέος + x ≈ Cοξέος  έτσι έχουμε:

 **[ΗΟ-]** **= x = Kb**  $\frac{C\_{βάσης} }{C\_{οξέος}}$ $⇔$ **pΟH = pKb + log**$\frac{C\_{οξέος}}{C\_{βάσης}}$

 **[Η3Ο+]** **= Κw/[ΗΟ-]** $⇔$ **[Η3Ο+]**  **=**  **Ka**  $\frac{\_{οξέος} }{C\_{ βάσης}}$ $⇔$ **pH = pKa + log**$\frac{C\_{βάσης}}{C\_{ οξέος}}$

**Επομένως σε κάθε ρυθμιστικό διάλυμα, είτε είναι της μορφής (ΗΑ/Α-) είτε είναι της μορφής (Β/ΒΗ+) ισχύουν οι παρακάτω σχέσεις:**

 **pH = pKa + log**$\frac{C\_{βάσης}}{C\_{οξέος}}$$⇔$ **pΟH = pKb + log**$\frac{C\_{οξέος}}{C\_{βάσης}}$

Οι παραπάνω ισοδύναμες σχέσεις αποτελούν την  **εξίσωση των Henderson – Hasselbalch.**

1. Σε 2 L διαλύματος NH3 0,1 M προσθέτουμε 0,2 mol ΝΗ4Cl; α) Ποιό είναι το pH του αρχικού διαλύματος ΝΗ3; β) Ποιό είναι το pH του τελικού διαλύματος μετά την ανάμειξη; Κb(NH3) = 10-5 . Kw = 10-14.

 Λύση

α)

 ΝΗ3 + Η2Ο ⇄ NH4+ + OH-

 0,1 - x x x Kb = [ NH4+][ OH-]/[ ΝΗ3 ]

 Kb = x2 / 0,1 x = $ \sqrt{Κ\_{b}0,1} $ = $ \sqrt{ 10^{−5}0,1}$ = 10-3 M pOH = 3 pH = 14 = 3 = 11

 α = x/C = 10-3’0,1 = 10-2

 β)

 Kατά την προσθήκη καθαρής στερεάς ή αέριας ουσίας σε ένα διάλυμα: i) συγκεντρώσεις των αρχικών ουσιών του διαλύματος δεν αλλάζουν, ii) η συγκέντρωση της νέας ουσίας στο διάλυμα θα είναι C = n/V.

 Η συγκέντρωση του NH4Cl στο διάλυμα είναι C’ = n/V = 0,2/2 = 0,1 M. Η συγκέντρωση της ΝΗ3 στο τελικό διάλυμα δεν αλλάζει: C = 0,1 M

 NH4Cl → NH4+ + Cl-

 C C C

 ΝΗ3 + Η2Ο ⇄ NH4+ + OH-

 C’ - x’ x’ x’

 Kb = [ NH4+][ OH-]/[ ΝΗ3 ]

 x’ = = 10-5 0,1/0,1 = 10-5 pOH’ = 5 pH’ = 14 - 5 = 9

 α’ = x’/C = 10-5/0,1 = 10-4

1. Σε 400 mL διαλύματος ΝΗ3 0,1 Μ προσθέτουμε 100mL διαλύματος ΝΗ4Cl 0,4 M και προκύπτει διάλυμα που έχει pH = 9, Ποιά είναι η Κb και ο βαθμός ιοντισμού της ΝΗ3; Δίνεται Kw = 10-14.

 Λύση

 Ανάμειξη διαλυμάτων που περιέχουν διαφορετική διαλυμένη ουσία:

 Υπολογίζουμε τα mol κάθε ουσίας στο αρχικό διάλυμα (n = CV)

Yπολογίζουμε τη συγκέντρωση κάθε ουσίας στο διάλυμα που προκύπτει από την ανάμειξη (C=n/Vολ)

 C = 0,4 0,1 /0,5 = 0,04 / 0,5 συγκέντρώση της βάσης ΝΗ3 στο τελικό διάλυμα

C’ = 0,1 0,4 / 0,5 = 0,04 / 0,5 συγκέντρωση του άλατος ΝΗ4Cl στο τελικό διάλυμα

 NH4Cl → NH4+ + Cl-

 C C C

 ΝΗ3 + Η2Ο ⇄ NH4+ + OH-

 C’ - x x x

 Kb = [ NH4+][ OH-]/[ ΝΗ3 ]

 Kb = C [OH-] / C’

 pH = 9 pOH = 14 - 9 = 5 [OH-] = 10-5 M

Kb= 10-5 C/C’ C = C’

Kb = 10-5

 Βαθμός ιοντισμού της ΝΗ3

 x = 10-5 M C’ = 0,04/0,5 M

 α = x/C’ = 0,5 10-5 / 0,04

1. Αναμειγνύονται 1L διαλύματος HCl 0,2 M με 500 mL διαλύματος ΝΗ3 0,8 Μ. Ποιό είναι το pH του διαλύματος που προκύπτει; Δίνονται Kb NH3 =10-5 και Kw = 10-14.

 Λύση

 N(HCl) = 1x 0,2 = 0,2mol n(NH3) = 0,5x 0,8 = 0,4mol

 mol ΝΗ3 + ΗCl → ΝΗ4Cl

 Αρχικά 0,4 0,2 -

 Αντιδρ/Παράγ. 0,2 0,2 0,2

 Τελικά 0,2 0,2

 Oι συγκεντρώσεις των σωμάτων στο τελικό διάλυμα

 C = n/V = 0,2/(1+0,5) = 0,2/1,5 M συγκέντρωση ΝΗ3

 C’ = n/V = 0,2/(1+0,5) = 0,2/1,5 M ΝΗ4Cl

 NH4Cl → NH4+ + Cl-

 C C C

 ΝΗ3 + Η2Ο ⇄ NH4+ + OH-

 C’ - x x x

 Kb = [ NH4+][ OH-]/[ ΝΗ3 ] = C x / C’ = 10-5 x = 10-5M pOH = 5 pH = 14 - 5 = 9

 **Γιατί κατά την αραίωση ενός ρυθμιστικού διαλύματος το pH πρακτικά δε μεταβάλλεται;**

Κατά την αραίωση του ρυθμιστικού διαλύματος ο όγκος του μεταβάλλεται από V σε V΄. Έτσι οι νέες συγκεντρώσεις του οξέος και της βάσης στο διάλυμα θα είναι:

 C’οξέως = VCοξέος / V’, C’βάσης = VCβάσης / V’

 To pH του αραιωμένου διαλύματος θα είναι:

 **[Η3Ο+]’** **= x = Ka**  $\frac{C'\_{οξέος} }{C'\_{βάσης}}$ =  **Κa** $\frac{ VCοξέος / V’}{VCβάσης / V’ }$ **= Ka** $\frac{C\_{οξέος} }{C\_{βάσης}}$ **= [Η3Ο+]**

 pH’ = pKa + log$ \frac{C'\_{βάσης}}{C'\_{οξέος}}$ = pKa + log$ \frac{C\_{βάσης}/V'}{C\_{οξέος}/V'}$ = pKa + log$\frac{C\_{βάσης}}{C\_{οξέος}}$ = pH

 Παρατήρηση: το pH του ρυθμιστικού διαλύματος παραμένει σταθερό μέσα ορισμένα όρια αραίω-σης γιατί σε πολύ αραιά διαλύματα δεν ισχύουν οι γνωστές προσεγγίσεις: Cοξέος – x ≈ Cοξέος και Cβάσεως + x ≈ Cβάσεως και έτσι δε μπορούμε να εφαρμόσουμε την εξίσωση των Henderson – Hasselbalch.

1. Δίνονται 500mL ρυθμιστιoύ διάλύματος ΗΑ 0,2Μ και ΝaA 0,1M. α) Ποιό είναι το pH του διαλύματος; β) Πόσο θα γίνει το pH αν αραιώσουμε το διάλυμα με νερό μέχρι τελικού όγου 2L; Δίνεται: Κa(HA) = 5·10-5 .

 Λύση.

 ΗΑ + Η2Ο ⇄ Η3Ο+ + Α-  ΝaA → Νa+ + A-

 Cοξέος – x x x Cβάσης Cβάσης Cβάσης

 Cοξέος = 0,2Μ Cβάσης = 0,1Μ

 Κa = = $\frac{\left[H\_{3}O^{+}\right] [A^{−}]}{\left[HA\right] }$ = $\frac{x∙(C\_{βάσης}+x) }{C\_{οξέος}−x}$ ≈ $\frac{x∙C\_{βάσης} }{C\_{οξέος}}$

 5·10-5 = x 0,1/0,2 x = ·10-5/ 0,1 x = 10-4 M pH = 4

 Mετά την αραίωση: C’ = n / V’ (τα mol μένουν ίδια , ο όγκος αλλάζει). Όταν έχουμε δύο διαλ. ουσίες, κατά την αραίωση, εφαρμόζουμε τον τύπο αυτό για κάθε διαλ. ουσία.

 C’οξέος = 0,2· 0,5 /2 Μ C’βάσης = 0,1· 0,5 / 2Μ

 Κa = = $\frac{\left[H\_{3}O^{+}\right] [A^{−}]}{\left[HA\right] }$ = $\frac{x∙C'\_{βάσης} }{C'\_{οξέος}}$ x = Ka $\frac{C'\_{οξέος} }{C'\_{βάσης}}$ = Ka  $\frac{ 0,2· 0,5 /2}{ 0,1· 0,5 / 2}$ = 5· 10-5 $\frac{0,2}{0,1}$ 10-5 M

1. Ποια από τα παρακάτω διαλύματα είναι ρυθμιστικά;

Ρυθμιστικό διάλυμα: ασθενές οξύ/συζυγής βάση ή ασθενής βάση / συζυγές οξύ

 Na+ CN-

α. HCN 0,1 M - NaCN 0,2 M HCN / CN- ασθενές οξύ/συζυγής βάση

β. NH3 0,1 M - NH4Cl 0,3 M NH3 / NH4+ ασθενής βάση / συζυγές οξύ

γ. NH4Cl 0,1 M - HCl 0,2 M HCl ισχυρό οξύ Cl- (όχι γιατί το HCl είναι ισχυρό οξύ)

Ασθενές οξύ συζυγής βάση
δ. H2S 0,1 M - NaHS 0,1 M H2S + Η2Ο Η3Ο+ + ΗS-

ε. CH3COONa 0,2 M NaOH 0,1 M NaOH (όχι γιατί είναι ισχυρή βάση)

1. Δίνονται η Ka HF = 10-4, Kb NH3 = 10-5 και Kw = 10-14. Να αντιστοιχίσετε τα διαλύματα που αναγράφονται στην πρώτη στήλη (Ι) με το pH τους, που αναγράφεται στη δεύτερη στήλη (ΙΙ).

|  |  |
| --- | --- |
| ****Ι**** | ****ΙΙ**** |
| NH3 0,1 M και NH4Cl 0,1 MHF 1 M και NaF 0,1 MHCl 0,1 M και NaCl 0,1 MNH3 1 M και NH4Cl 0,1 M | 13109 |

 NH3 0,1 M και NH4Cl 0,1 M (ρυθμιστικό διάλυμα)

 άρα = 10-5 0,1/0,1 = 10-5 pOH = 5 pH = 9

 HF 1 M και NaF 0,1 M (ρυθμιστικό διάλυμα)

 άρα = 10-4 1/0,1 = 10-3 pH = 3

 HCl 0,1 M και NaCl 0,1 M

 ΗCl + Η2Ο → Η3Ο+ + Cl-  ΝaCl → Na+ + Cl-

 0,1Μ 0,1Μ 0,1Μ 0,1Μ 0,1Μ 0,1Μ

 [Η3Ο+ ] = 0,1Μ pH = 1

 NH3 1 M και NH4Cl 0,1 M (ρυθμιστικό διάλυμα)

 = 10-5 1/0,1 = 10-4 pOH = 4 pH = 10

 **Πως δρουν τα ρυθμιστικά διαλύματα**

 **9)**

1. Σε 100 ml H2O προσθέτουμε 0,001 mol HCl. Να υπολογιστεί η συγκέντρωση των Η3Ο+ στο Η2Ο και στο διάλυμα και να γίνει η σύγκριση μεταξύ τους.
****2.**** Σε 100 ml διαλύματος Α που περιέχει HF 1 M και NaF 0,5 Μ προσθέτουμε 0,001 mol HCl και παίρνουμε διάλυμα Β. Να βρεθεί η συγκέντρωση Η3Ο+ στο Α και στο Β και να συγκριθούν μεταξύ τους. Δίνεται Ka HF = 10-4. Όλα τα διαλύματα βρίσκονται στους 25οC. Κατά την προσθηκη του ΗCl δεν αλλάζει ο όγκος του διαλύματος.

 Λύση.

1. Στο καθαρό Η2Ο και στους 25 oC γνωρίζουμε ότι [Η3Ο+] = 10-7 M  pH = 7



ΗCl + Η2Ο → Η3Ο+  + Cl-

0,01M 0,01M [Η3Ο+]’ = 10--2 M pH’ = 2

 [Η3Ο+]’ / [Η3Ο+] = 10--2 / 10-7  = 105

Δηλαδή, αυξήθηκε η [Η3Ο+] κατά την προσθήκη του HCl στο Η2Ο κατά 100.000 φορές.

1. Στο διάλυμα Α έχουμε:

 NaF → Na+ + F-

0,5 0,5 0,5

 ΗF + Η2Ο ⇄ Η3Ο+ + F-

 1 - x x x



 Κa= $\frac{\left[H\_{3}O^{+}\right] [F^{−}]}{\left[HF\right] }$ x = = 10-4 · 1/0,5 = 2·10-4 M

 Kατά την προσθήκη του HCl γίνεται η αντίδραση:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|   | HCl    + | NaF    → | NaCl    + | HF |
| αρχικά / mol | 0,001 | 0,05 | - | 0,1 |
| αντ. – παράγ. | 0,001 | 0,001 | 0,001 | 0,001 |
| τελικά / mol | - | 0,049 | 0,001 | 0,101 |

 To διάλυμα Β περιέχει NaCl, που δεν επηρεάζει το pH του διαλύματος, και HF 0,101 mol και NaF 0,049 mol. Συνεπώς έχουμε:

 Το διάλυμα Β είναι ρυθμιστικό, οπότε έχουμε:



 Παρατηρούμε, ότι η ίδια ποσότητα HCl όταν προστίθεται σε 100 ml H2O αυξάνει τη [Η3Ο+] κατά 100.000 φορές, ενώ όταν προστίθεται σε 100 ml ρυθμιστικού διαλύματος αυξάνει τη [Η3Ο+] μόνο κατά περίπου 3%. % μεταβολή = (| pH2 - pH1| / pH1) x 100

Αν στο παραπάνω ρυθμιστικό διάλυμα προσθέσουμε 0,001 mol NaOH τότε το pH του θα παραμείνει πρακτικά σταθερό, γιατί;

 HF + NaOH → NaF + H2O

Aρχικά 0,1 0,001 0,5

 Αντιδρ/παράγ 0,001 0,001 0,001

 Τελικά 0,099 - 0,501

 Cοξέος = 0,099/0,1

 Cβάσης = 0,501/0,1

 Αν σε 0,1 καθα

 [NaOH] = 0,001/0,1 = 0,01 pOH = 2 pH = 12

**10)**Σε 1 L ρυθμιστικού διαλύματος Γ που περιέχει ΝΗ3 0,5 Μ και ΝΗ4Cl 0,1 M προσθέτουμε 0,001 mol ΝaOH και παίρνουμε διάλυμα Δ. Να βρεθεί η [Η3Ο+] στο Γ και στο Δ.
Δίνονται: Κb NH3 = 2.10-5 και Kw = 10-14. Κατά την προσθήκη δε μεταβάλλεται ο όγκος του διαλύμα-τος.

 Λύση

 NH4Cl → NH4+ + Cl-

 0,1Μ 0,4Μ 0,4Μ

 ΝΗ3 + Η2Ο ⇄ NH4+ + OH-

 0,5 - x x x

 Kb = [ NH4+][ OH-]/[ ΝΗ3 ] x = = 2.10-5  0,5/0,1 x = 10-4M

[Η3Ο+] = 10-14 / 10-4 = 10-10 Μ

 1 0,5 = 0,5mol NH3 1 0,1mol ΝΗ4Cl (NH4OH)

 ΝΗ4Cl + NaOH → NaCl + NH3 + H2O

 Aρχικά 0,1 0,001 0,5

 Αντ/παρ. 0,001 0,001 0,001

 Τελικά 0,099 - 0,501

 Παίρνουμε ρυθμιστικό διάλυμα με συγκεντρώσεις:

 Cβάσης = 0,501/1 Μ Cοξέος = 0,099/1 Μ

 x = = 2.10-5  0,501/0,099 = 1,12 10-4 M

[Η3Ο+]’ = 10-14 / 1,12 10-4 Μ = 0,9·10-10 Μ

 Και στο αρχικό [Η3Ο+] = 10-14 / 10-4 = 10-10 Μ

 Το pH διατηρείται πρακτικά σταθερό.

 Πόση θα γίνει η συγκέντρωση του των ιόντων Η3Ο+ αν στο αρχικό διάλυμα ρίξουμα 0,001mol ΗCl;

 Λύση.

 Με την προσθήκη του HCl θα γίνει η αντίδραση:

 ΝΗ3 + ΗCl → NH4Cl

 Aρχικά 0,5 0,001 0,1

 Αντ/παρ. 0,001 0,001 0,001

 Τελικά 0,499 - 0,101

 Παίρνουμε ρυθμιστικό διάλυμα με συγκεντρώσεις:

 Cβάσης = 0,049/1 Μ Cοξέος = 0,101/1 Μ



 x = = 2.10-5  0,499/0,101 =0,98 10-4

 [Η3Ο+]’ = 10-14 / 0,98 10-4 Μ = 1,02·10-10 Μ

 Και στο αρχικό [Η3Ο+] = 10-14 / 10-4 = 10-10 Μ

 Το pH διατηρείται πρακτικά σταθερό.

 **Πώς δρουν τα ρυθμιστικά διαλύματα.**

α) Στο ρυθμ. διάλυμα της μορφής (ΗΑ/Α-) υπάρχουν οι ισορροπίες:

 ΗΑ + Η2Ο ⇄ Η3Ο+ + Α-  ΝaA → Νa+ + A-

 Αν στο διάλυμα προσθέσουμε μικρή ποσότητα ισχυρού οξέος (π.χ. HCl) αυτό θα αντιδράσει με την

ασθενή βάση δίνοντας το ασθενές συζυγές οξύ: ΗCl + A- → ΗΑ + Cl-

 Αν στο διάλυμα προσθέσουμε μικρή ποσότητα ισχυρής βάσης (π.χ. ΝaOH) αυτή θα αντιδράσει με το ασθενές οξύ δίνοντας την ασθενή συζυγή βάση:

 ΝaOH + ΗΑ → ΝaΑ + Η2Ο

 β) Στο ρυθμ. διάλυμα της μορφής (Β/ΒΗCl)υπάρχουν οι ισορροπίες:

 B + Η2Ο ⇄ BH+ + OH-  BHCl → ΒΗ+ + Cl-

 Αν στο διάλυμα προσθέσουμε μικρή ποσότητα ισχυρού οξέος (π.χ. HCl) αυτό θα αντιδράσει με την

ασθενή βάση δίνοντας το ασθενές συζυγές οξύ: ΗCl + Β → ΒΗCl

 Αν στο διάλυμα προσθέσουμε μικρή ποσότητα ισχυρής βάσης (π.χ. ΝaOH) αυτή θα αντιδράσει με το ασθενές οξύ δίνοντας την ασθενή συζυγή βάση:

 ΝaOH + ΒΗCl → Β + NaCl + Η2Ο

 **Γενικά έχουμε ότι:**

 **Όταν σε σε ρυθμιστικό διάλυμα προσθέσουμε ισχυρό οξύ τότε αυτό αντιδρά με τη βάση και δίνει το συζυγές της οξύ.**

 **Όταν σε σε ρυθμιστικό διάλυμα προσθέσουμε ισχυρή βάση τότε αυτή αντιδρά με το οξύ και δίνει τη συζυγή του βάση.**

 Αντιδράσεις διπλής αντικατάστασης.

  **Άλας ασθενούς οξέος + ισχυρό οξύ → άλας + ασθενές οξύ**

 ΝaF + HCl NaCl HF

 NaCN + HCl ΝaCl HCN

 HCOONa + HCl NaCl HCOOH

 NaA + HNO3 NaNO3 HA

 (**Α-**  + ΗCl → Cl - +  **HA**)

 **Άλας ασθενούς βάσης + ισχυρή βάση → άλας + ασθενής βάση** (NH4OH)

 ΝΗ4Cl + NaOH → NaCl + NH3 + H2O

 CH3ΝΗ3Cl + NaOH → NaCl + CH3NH2 + H2O

 ( ΝΗ4+ + OH- → NH3 + H2O)