

Παραδείγματα υδρόλυση αλάτων

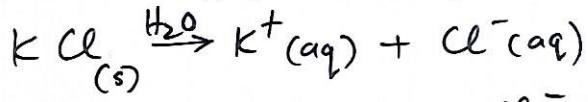
1. Προβλέψτε αν τα υδατικά διαλύματα των ακόλουθων αλάτων είναι όξινα, βασικά ή ουδέτερα.

- α) KCl β) NaF γ) Zn(NO₃)₂ δ) NH₄CN

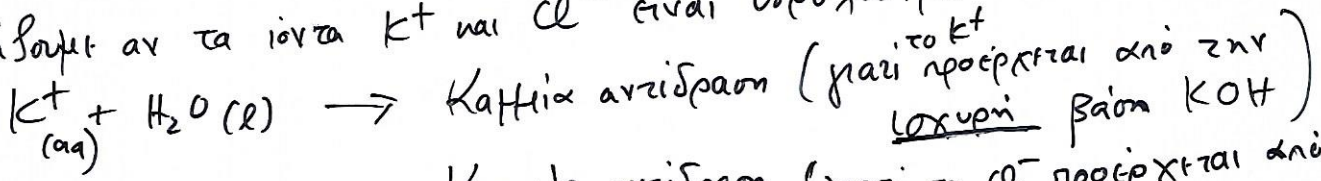
Δίνεται η K_a του HCN = 4,9 × 10⁻¹⁰ και η K_b της NH₃ = 1,8 × 10⁻⁵

(α) KCl είναι άλας που έχει προέλθει από την βάση KOH και το οξύ HCl (ύστερα από εξουδετέρωση).

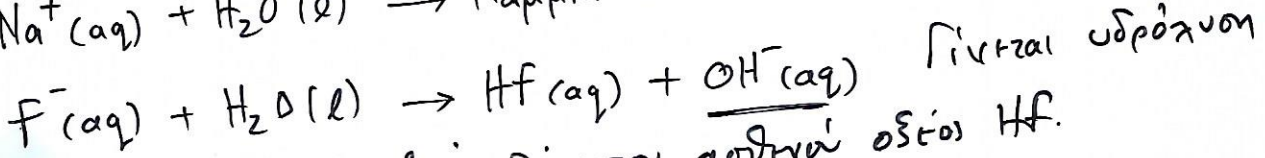
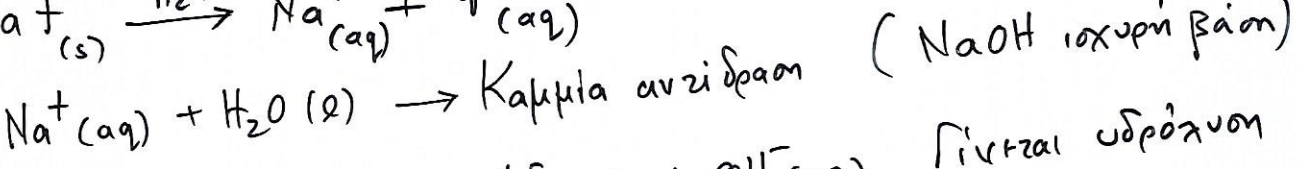
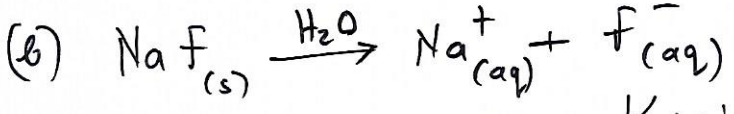
Σε υδατικό διάλυμα το άλας KCl διαίεται πλήρως ως εξής:



Εξετάσαμε αν τα ιόντα K⁺ και Cl⁻ είναι υδρολύσιμα.

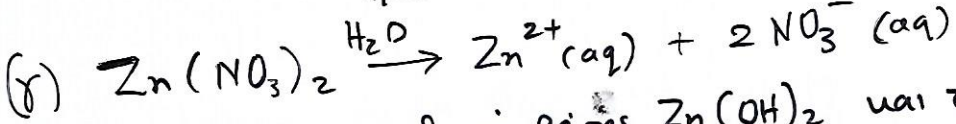


Διάλυμα ουδέτερο



των F⁻ καθώς είναι ασθενής βάση του ασθενούς οξέος HF.

Διάλυμα βασικό.

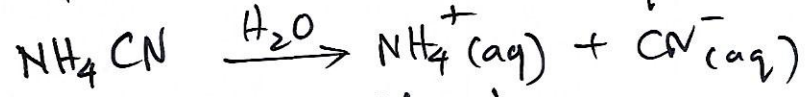


↳ Άλας της ασθενούς βάσης Zn(OH)₂ και του ισχυρού οξέος HNO₃

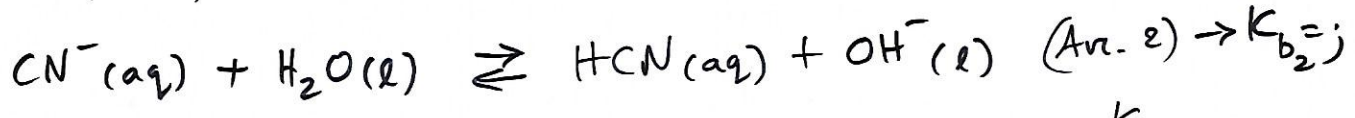
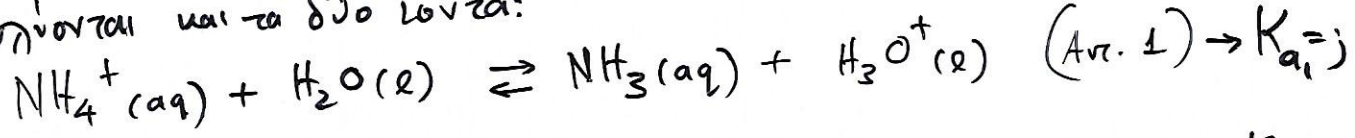
Άρα το ανιόν NO₃⁻ δεν υδρολύεται: NO₃⁻_(aq) + H₂O(l) → Καμία αντίδραση
Το κατιόν Zn²⁺ εφ' υδατώνεται → Zn(H₂O)₆²⁺ και υδρολύεται δρώντας ως ασθενή οξύ.
Zn(H₂O)₆²⁺_(aq) + H₂O(l) → Zn(H₂O)₅(OH)⁺_(aq) + H₃O⁺_(aq)

Διάλυμα όξινο

(δ) NH₄ CN : Άλας της ασθενούς βάσης NH₃ και του ασθενούς οξέος HCN



Υδρολύονται και τα δύο ιόντα:



Πρέπει να υπολογίσουμε την K_{a1} της αντίδρασης 1 και την K_{b2} της αντίδρασης 2 και να τις συγκρίνουμε:

Αντίδραση 1: $K_{a1} \cdot K_{b1} = K_w$ ($K_{b1} = 1,8 \times 10^{-5}$ της NH₃)

$$\rightarrow K_{a1} = \frac{K_w}{K_{b1}} = 5,6 \times 10^{-10}$$

Αντίδραση 2: $K_{a2} \cdot K_{b2} = K_w$ (K_{a2} του HCN) = $4,9 \times 10^{-10}$)

$$K_{b2} = \frac{K_w}{K_{a2}} = 2,0 \times 10^{-5}$$

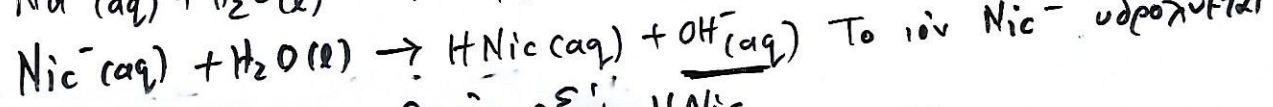
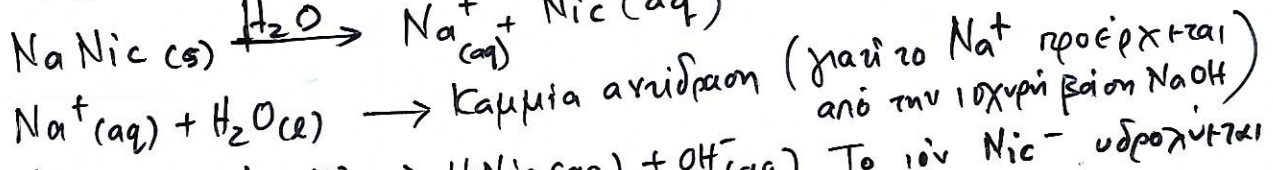
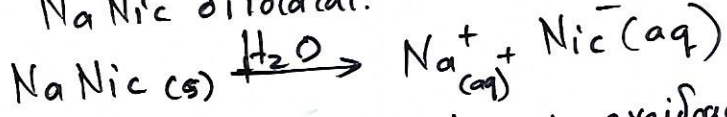
Διαπιστώνουμε ότι $K_{b2} > K_{a1}$ και κατά συνέπεια η αμύνη των [OH⁻] της αντίδρασης 2 είναι μεγαλύτερη της [H₃O⁺] της αντίδρασης 1

2 ⇒ Διάλυμα βασικό

2. Πόσο είναι το pH διαλύματος νιτροβενικού νατρίου 0,10M στους 25°C;

Δίνεται K_a του νιτροβενικού οξέος = $1,4 \times 10^{-5}$
Νιτροβενικό οξύ: HC₆H₄NO₂ ή σύντομα HNic, Νιτροβενικό νάτριο: NaNic

Το άλας NaNic διασπάται:



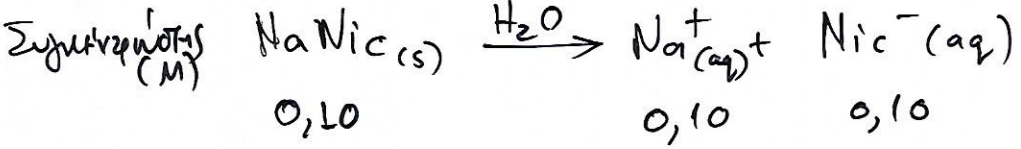
γιατί προέρχεται από το ασθενές οξύ HNic

Υπολογισμός K_b της υδρόλυσης του Nic⁻. $K_b = \frac{K_w}{K_a(HNic)} \Rightarrow$

$$\Rightarrow K_b = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,4 \times 10^{-5}} = 7,1 \times 10^{-10}$$

Συνέχεια
→

Υπολογισμός συμμενζώσεων ισορροπίας:



Αρχικώς

$\text{Nic}^-_{(aq)}$	$+$	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	\rightleftharpoons	$\text{HNic}_{(aq)}$	$+$	$\text{OH}^-_{(aq)}$
0,10				0		~0

Μεταβολή

-x				+x		+x
----	--	--	--	----	--	----

Ισορροπία

0,10-x				x		x
--------	--	--	--	---	--	---

$$K_b = \frac{x^2}{0,10-x} = 7,1 \times 10^{-10} \xrightarrow{x \ll 0,10} \frac{x^2}{0,10} = 7,1 \times 10^{-11} \Rightarrow x^2 = 7,1 \times 10^{-12}$$

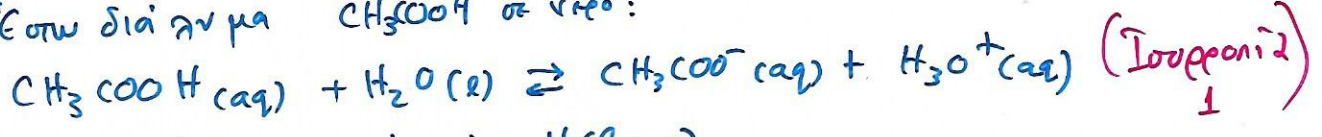
Έλεγχος προσέγγισης: $\frac{C_b}{K_b} = \frac{0,1}{7,1 \times 10^{-10}} = 1,4 \times 10^8 > 100 \Rightarrow$ η προσέγγιση $x \ll 0,10$ ισχύει

Οπότε $x^2 = 7,1 \times 10^{-12} \Rightarrow x = 8,4 \times 10^{-6} \Rightarrow [\text{OH}^-] = 8,4 \times 10^{-6} \Rightarrow$
 $\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{8,4 \times 10^{-6}} = 1,2 \times 10^{-9} \Rightarrow \text{pH} = -\log(1,2 \times 10^{-9}) = 8,92$

16.5 Επίδραση κοινού ιόντος

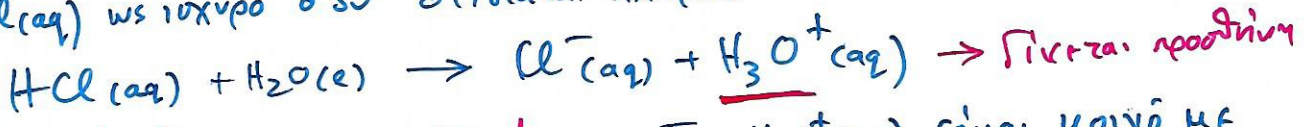
Είναι η μετατόπιση μίας ιοντικής ισορροπίας, η οποία προαλείται από την προσθήκη μιας ένωσης που παρέχει στο διάλυμα ένα ιόν όμοιο με αυτά που συμμετέχουν στην ισορροπία.

Π.χ. Έστω διάλυμα CH_3COOH σε νερό:



Προσθέτουμε στο διάλυμα αντί ριζο $\text{HCl}_{(aq)}$

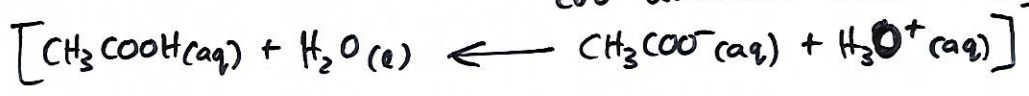
Το $\text{HCl}_{(aq)}$ ως ισχυρό οξύ διασπάται πλήρως:



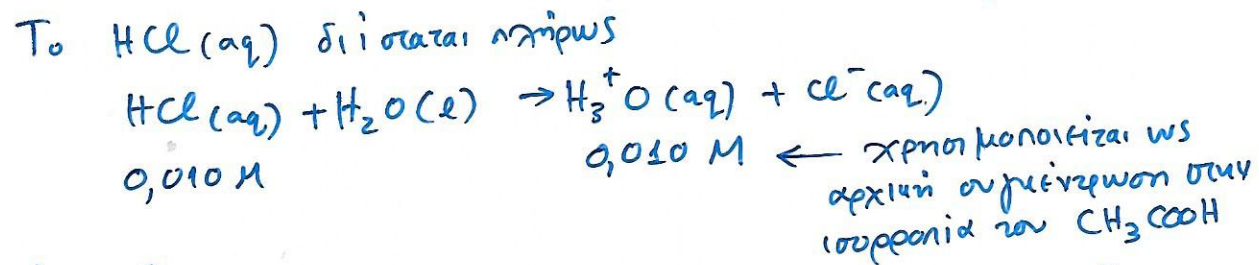
του ιόντος H_3O^+ στην ισορροπία 1 \rightarrow Το $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$ είναι κοινό με

ένα προϊόν της ισορροπίας 1 \Rightarrow Ισορροπία 1 μετατοπίζεται προς

τα αριστερά \rightarrow Άρα ητριβείται ο βαθμός ιοντισμού του ασθενούς οξέος CH_3COOH



1. Εξείμηση επίδρασης κοινών ιόντων στον ιοντισμό οξέως (επίδραση ισχυρού οξέως)
 Υδατικό διάλυμα CH_3COOH 0,10M στα 25°C έχει βαθμό ιοντισμού 0,013
 ($K_a = 1,7 \times 10^{-5}$ στα 25°C). Πόσος γίνεται ο βαθμός ιοντισμού, όταν στο διάλυμα προσιθεται HCl έτσι ώστε η ηρεκτική ιοντική ιωντα γίνει 0,010M;



Συγκεντρώσεις (M)	$\text{CH}_3\text{COOH (aq)}$	$+$	$\text{H}_2\text{O (l)}$	\rightleftharpoons	$\text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}$	$+$	$\text{CH}_3\text{COO}^- \text{ (aq)}$
Αρχικώς	0,10				0,010		0
Μεταβολής	$-x$				$+x$		$+x$
Ισορροπία	$0,10-x$				$0,010+x$		x

Αντικαθιστούμε στην $K_a = \frac{(0,010+x) \cdot x}{(0,10-x)} = 1,7 \times 10^{-5}$ (1)

Επειδή $K_a \ll 1$ και $\frac{C_a}{K_a} = \frac{0,10}{1,7 \times 10^{-5}} = 5900 \gg 100 \Rightarrow \begin{cases} 0,010 + x \approx 0,010 \\ 0,10 - x \approx 0,10 \end{cases}$

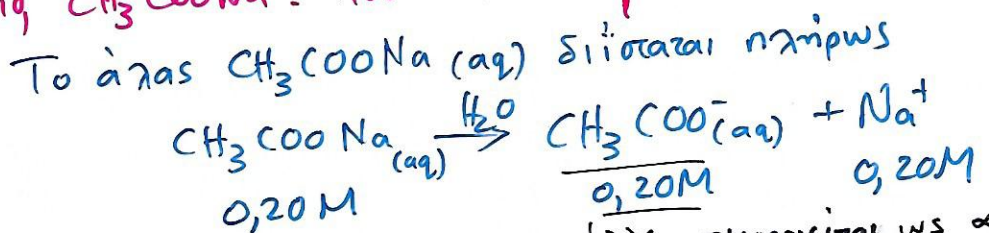
Οπότε η εδίσωση (1) γίνεται $\frac{0,010 \cdot x}{0,10} = 1,7 \times 10^{-5} \Rightarrow x = 1,7 \times 10^{-4}$

Αρα ο βαθμός ιοντισμού είναι $\alpha = \frac{x}{0,10} = \frac{1,7 \times 10^{-4}}{0,10} = 0,0017$ που

είναι $\sim 7,6$ φορές μικρότερος από τον αρχικό.

Διαπιστώνουμε ότι η προσθήκη των ισχυρών οξέων HCl (με κοινό ιόν H^+)
περιορίζει σημαντικά τον βαθμό ιοντισμού των ασθενών οξέων CH_3COOH (H_3O^+)

2. Εξείμηση επίδρασης κοινών ιόντων στον ιοντισμό οξέως (επίδραση ουδέτερου βάσιου)
 Παρασκευάζεται διάλυμα (υδατικό) 0,10M σε CH_3COOH και 0,20M σε αδινό
 νάτριο CH_3COONa . Πόσο είναι το pH του διαλύματος στους 25°C ($K_a = 1,7 \times 10^{-5}$ στα 25°C)



↳ Χρησιμοποιείται ως αρχική συγκέντρωση στην ισορροπία των οξέων

Συγκ. (M)	$\text{CH}_3\text{COOH (aq)}$	$+$	$\text{H}_2\text{O (l)}$	\rightleftharpoons	$\text{CH}_3\text{COO}^- \text{ (aq)}$	$+$	H_3O^+
Αρχικώς	0,10				0,20		~0
Μεταβολή	-x				+x		+x
Ισορροπία	0,10-x				0,20+x		x

$$K_a = \frac{(0,20+x) \cdot x}{0,10-x} = 1,7 \times 10^{-5}$$

Επειδή $K_a \ll 1$ και $\frac{C_0}{K_a} > 100 \Rightarrow$
 $\Rightarrow x \ll 0,20 \Rightarrow 0,20+x \approx 0,20$
 $x \ll 0,10 \Rightarrow 0,10-x \approx 0,10$

↓ προσέγγιση ισχύει

$$\frac{0,20 \cdot x}{0,10} = 1,7 \times 10^{-5} \Rightarrow x = 8,5 \times 10^{-6} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Άρα $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (8,5 \times 10^{-6}) = 5,07$

(Για σύγκριση: Το pH υδατικού διαλύματος CH_3COOH 0,10M = 2,88)

Την επίδραση κοινών ιόντων την συναντάμε και σε διαλύματα ασθενών βάσεων. Π.χ. $\text{NH}_3 \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ \text{ (aq)} + \text{OH}^- \text{ (aq)}$
 Προσθήκη της ισχυρής βάσης NaOH (OH^- κοινό ιόν)
 Προσθήκη του άλατος NH_4Cl (NH_4^+ κοινό ιόν) αμμωνίων

16.6 Ρυθμιστικά διαλύματα

Ρυθμιστικό διάλυμα: Διάλυμα που έχει την ικανότητα να ανδρισταται σε (μεγάλης) μεταβολής του pH, όταν προστίθενται σε αυτό περιορισμένες ποσότητες οξέος ή βάσης.

Π.χ. 1 L καθαρό νερό (pH=7,00) $\xrightarrow{\text{Προσθήκη } 0,01 \text{ mol HCl}}$ pH = 2,00
 Τεράστια αλλαγή pH

Σε ένα ρυθμιστικό διάλυμα, η ίδια προσθήκη HCl αλλάζει pH κατά ~0,1 μονάδες

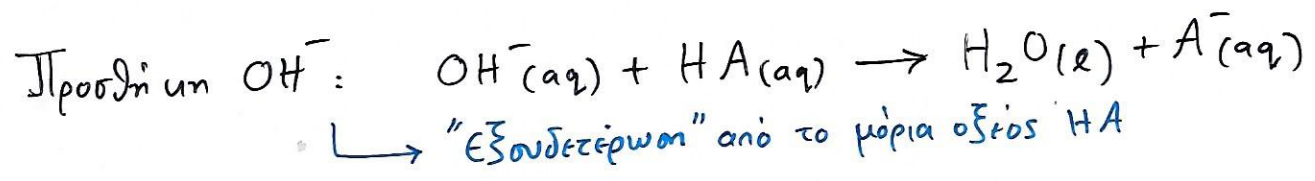
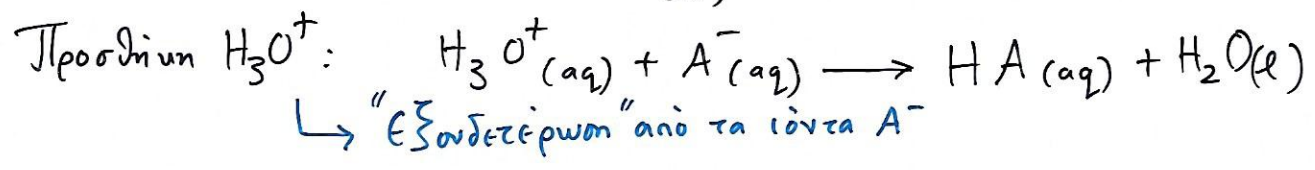
Παράδειγμα: το αίμα είναι ρυθμιστικό διάλυμα με pH ρυθμισμένο ~7,4.

Από χημικής άποψης, ρυθμιστικό διάλυμα περιέχει ασθενή οξύ και ανβγή βάση
 (π.χ. $\text{CH}_3\text{COOH} - \text{CH}_3\text{COONa}$)
 ή ασθενή βάση και ανβγή οξύ) CH_3COO^- ανβ. βάση
 (π.χ. NH_3 και NH_4Cl) NH_4^+ ανβ. οξύ

Υπαρξη οξίνις και βασικής οντισπώσας σε ισορροπία.

Πως δρουν τα ρυθμιστικά διαλύματα;

Εστω ρυθμιστικό που περιέχει HA και A^-
 (ασθενές οξύ) (ανυδρής βάση)



Βασικά χαρακτηριστικά ενός ρυθμιστικού διαλύματος (Ρ.Δ.)

pH \swarrow

Ρυθμιστική χωρητικότητα

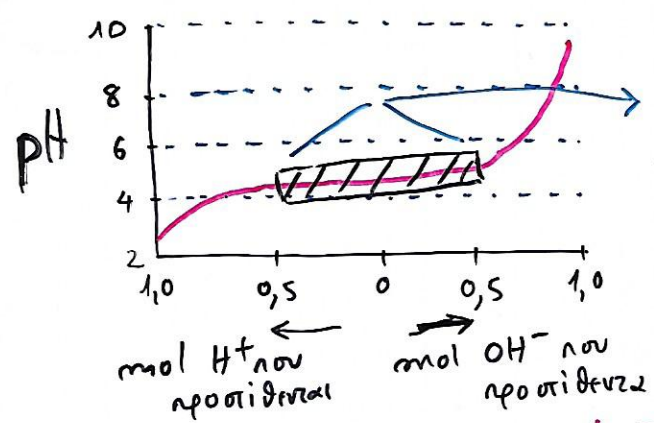
Η ποσότητα οξέος ή βάσης που έχει Ρ.Δ. μπορεί να εξουδετερωθεί, πριν το pH των αλλάξει αισθητά.

Εξαρτάται από την ποσότητα οξέος και ανυδρής

βάσης καθώς και από τον λόγο των συγκεντρώσεών τους

Περιοχή \downarrow 1:10 έως 10:1
 οξύ-ανυδρής βάση οξύ-ανυδρής βάση

Εξω από αυτή την περιοχή το διάλυμα πρακτικά δεν χρησιμοποιείται (Ρυθμιστική χωρητικότητα πολύ χαμηλή).



Περιοχή μικρής μεταβολής pH
 Διάλυμα 1,00L με 1,0mol CH_3COOH και 1,0 mol CH_3COONa

Προσθήκη ισχυρού οξέος ή βάσης μέχρι ποσότητας $\sim 0,5$ mol δεν προκαλεί μεγάλη αλλαγή στο pH ($< 0,5$ μονάδες)

Υπολογισμός pH ρυθμιστικού διαλύματος που παρασκευάζεται από γνωστούς όγκους διαλυμάτων (παράδειγμα)

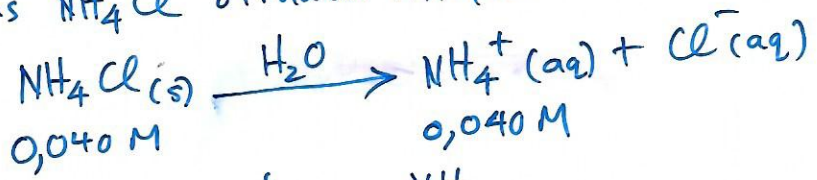
Πόσο είναι το pH ρυθμιστικού διαλύματος που παράγεται με ανάμιξη
 60 mL διαλύματος NH_3 0,100M
 και 40 mL διαλύματος NH_4Cl 0,100M
 Δίνεται K_b της $NH_3 = 1,8 \times 10^{-5}$

Αρχικά βρίσκουμε τις συγκεντρώσεις των συστατικών NH_3 και NH_4Cl
 Στη συνέχεια εργαζόμαστε με την ισορροπία της ασθενούς βάσης (NH_3) λαμβάνοντας υπόψη τις αρχικές συγκεντρώσεις των εμπλεκόμενων χημικών ειδών και υπολογίζοντας τις συγκεντρώσεις ισορροπίας.

Στόχος ο υπολογισμός της $[OH^-]$ και από αυτή τον pH
 ή $[H_3O^+]$

Moles NH_3 : $60 \text{ mL} \times 0,100 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,060 \text{ L} \times 0,100 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,0060 \text{ mol } NH_3$
 Moles NH_4Cl : $40 \text{ mL} \times 0,100 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,040 \text{ L} \times 0,100 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,0040 \text{ mol } NH_4Cl$
 Συνολικός όγκος: $60 + 40 = 100 \text{ mL} = 0,100 \text{ L}$
 $[NH_3] = \frac{0,0060 \text{ mol}}{0,100 \text{ L}} = 0,060 \text{ M}$ $[NH_4Cl] = \frac{0,0040 \text{ mol}}{0,100 \text{ L}} = 0,040 \text{ M}$

Το άλας NH_4Cl διασπάται πλήρως στα ιόντα του στο υδατικό διάλυμα



Ισορροπία ιοντισμού της NH_3

Συγκεντρώσεις (M)	$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$	
Αρχικές	0,060	0,040 0
Μεταβολές	-x	+x +x
Ισορροπία	0,060-x	0,040+x x

$$K_b = \frac{(0,040+x) \cdot x}{0,060-x} = 1,8 \times 10^{-5}$$

$x \ll 0,040$
 και $x \ll 0,060$
 γιατί $K_b \ll 1$
 και $\frac{C_0}{K_b} > 100$

$$\frac{0,040 \cdot x}{0,060} = 1,8 \times 10^{-5} \Rightarrow$$

$$\boxed{x = 2,7 \times 10^{-5}}$$

$[OH^-]$

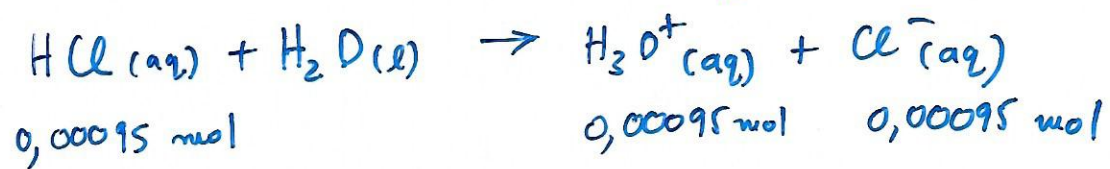
Άρα $[OH^-] = 2,7 \times 10^{-5} \Rightarrow$
 $\Rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - \log(2,7 \times 10^{-5}) = 9,43$
 $\Rightarrow \boxed{pH = 9,43}$

Υπολογισμός του pH ενός ρυθμιστικού διαλύματος ύστερα από προσθήκη λοχύρου οξέος ή βάσης (Παράδειγμα)

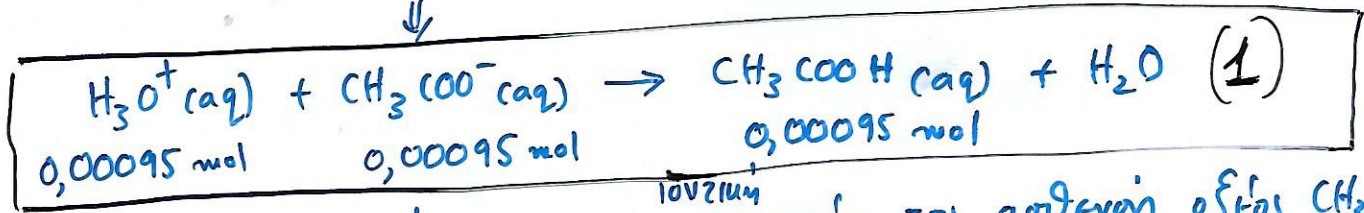
Έχει παρασκευαστεί ρυθμιστικό διάλυμα $0,10 \text{ M } CH_3COOH$ και $0,20 \text{ M } CH_3COONa$ το οποίο έχει $pH = 5,07$. Σε 75 mL αυτού του διαλύματος προστίθεται $9,5 \text{ mL}$ HCl $0,10 \text{ M}$. Πόσο γίνεται το pH του; Συζητήστε τη μεταβολή του pH με αυτή που θα συνέβαινε αν αυτή η ποσότητα οξέος προστίθεται σε καθαρό νερό. Δίνεται $K_a = 1,7 \times 10^{-5}$

Το HCl διασπάται πλήρως στα ιόντα του όταν διαλυθεί στον νερό:

Ta moles HCl είναι $9,5 \times 10^{-3} L \times \frac{0,10 \text{ mol}}{L} = 0,00095 \text{ mol HCl}$.



Τα H_3O^+ (0,00095 mol) που προσέθηκαν στο διάλυμα, αντιδρούν με ιόντα CH_3COO^- και "εξαφανίζονται" (εξουδετερώνονται)



Εξετάζουμε τι συμβαίνει με την ισορροπία του ασθενούς οξέος CH_3COOH . Υπολογίζουμε πρώτα τις αρχικές συγκεντρώσεις $[CH_3COO^-]$ και $[CH_3COOH]$

Πριν την προσθήκη των 9,5 mL HCl είχαμε τις εξής ποσότητες (σε όγκο 0,075 L)

$CH_3COOH : 0,10 \frac{\text{mol}}{L} \times 0,075 L = 0,0075 \text{ mol } CH_3COOH$

$CH_3COO^- : 0,20 \frac{\text{mol}}{L} \times 0,075 L = 0,015 \text{ mol } CH_3COO^-$
(από τη διάσπαση CH_3COONa)

Μετά την προσθήκη των 9,5 mL HCl έχουμε τις εξής ποσότητες (σε όγκο $0,075 + 0,00095 = 0,085 L$)

CH_3COOH : Παράγονται επιπλέον 0,00095 mol CH_3COOH (Αντίδραση 1)
Άρα συνολικά είναι $0,0075 \text{ mol} + 0,00095 \text{ mol} = 0,0085 \text{ mol } CH_3COOH$
σε όγκο 0,085 L δηλ. $[CH_3COOH] = \frac{0,0085 \text{ mol}}{0,085 L} = 0,10 M$

CH_3COO^- : Εξαλείφονται κατά 0,00095 mol (Αντίδραση 1)
Άρα συνολικά είναι $0,015 \text{ mol} - 0,00095 \text{ mol} = 0,014 \text{ mol}$ σε όγκο 0,085 L δηλ. $[CH_3COO^-] = \frac{0,014 \text{ mol}}{0,085 L} = 0,16 M$

Ιοντική ισορροπία CH_3COOH

Συγκεντρώσεις (M)	$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$
Αρχικές	0,10 0,16 ~0
Μεταβολές	-x +x +x
Ισορροπία	0,10-x 0,16+x x

$$K_a = \frac{(0,16+x)x}{0,10-x} \quad \frac{x \ll 0,16}{x \ll 0,10} \quad \frac{0,16x}{0,10} = 1,7 \times 10^{-5} \Rightarrow (129)$$

Επειδή $K_a \ll 1$
και $C_0/K_a > 100$

$$\Rightarrow x = 1,7 \times 10^{-5} \times \frac{0,10}{0,16} \Rightarrow x = 1,1 \times 10^{-5} = [H_3O^+]$$

$$\text{Άρα } pH = -\log [H_3O^+] = -\log (1,1 \times 10^{-5}) = 4,96$$

Το αρχικό pH του ρυθμιστικού διαλύματος είχε υπολογιστεί ίσο με

$$pH = 5,07 \quad (\text{βλ. διαφάνεια 125})$$

Άρα το pH μεταβάλλεται και $5,07 - 4,96 = 0,11$ μονάδες μόνο
δηλ. παραμένει πρακτικά σταθερό!

Αν το HCl (τα 9,5 mL διαλύματος 0,10 M = 0,00095 mol HCl)
είχαν προσεθεί σε 75 mL καθαρού H₂O

$$\text{Τότε } [H_3O^+] = \frac{0,00095 \text{ mol } H_3O^+}{0,085 \text{ L διαλύματος}} = 0,011 \text{ M}$$

$$\text{Άρα } pH = -\log [H_3O^+] = -\log (0,011) = 1,96$$

Το pH του καθαρού νερού είναι 7,00. Άρα επέρχεται με-
ταβολή κατά $7,00 - 1,96 = 5,04$ μονάδες pH → Τεράστια

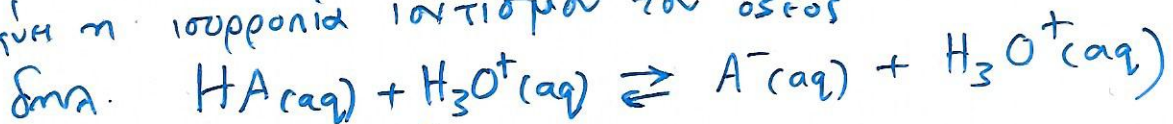
μεταβολή → λογικό αφού το καθαρό H₂O μόνο των

δεν είναι ρυθμιστικό διάλυμα.

Εξίσωση των Henderson-Hasselbach

Έστω ένα ρυθμιστικό διάλυμα που παρασκευάστηκε από το ασθενές
οξύ HA και την συζυγισμένη A⁻ (προηγ. από τη διάσταση
του άλατος)

Ισχύει η ισορροπία ιοντισμού του οξέος



$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} \Rightarrow \text{Συχνότητα}$$

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \times \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log K_a - \log \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \Rightarrow$$

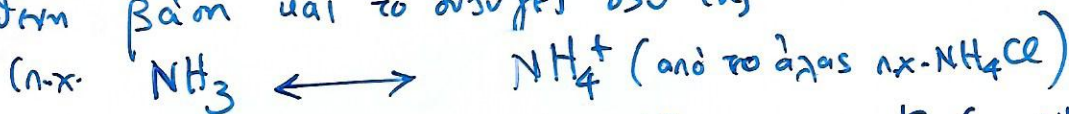
$$\Rightarrow \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad (\text{όπου θέτουμε } \text{p}K_a = -\log K_a)$$

$$\Rightarrow \boxed{\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{Βάση}]}{[\text{Οξύ}]}} \quad \text{ή} \quad \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{άλας}]}{[\text{Οξύ}]}$$

Εξίσωση Η-Η.

Δίνε το pH ενός ρυθμιστικού διαλύματος για διαφορετικές συγκεντρώσεις οξέος και βάσης.

Η σχέση Η-Η ισχύει και όταν το ρυθ. διάλ. παρασκευάζεται από ασθενή βάση και το ανδρικό οξύ της



Από το K_b της ασδ. βάσης υπολογίζουμε το K_a (του NH_4^+) = $\frac{K_w}{K_b}$

Π.χ. 1) Διάλυμα 0,10 M NH_3 και 0,20 M NH_4Cl

Πόσο είναι το pH του; Δίνεται $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$

$$K_a(\text{NH}_4^+) = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,6 \times 10^{-10} \rightarrow \text{p}K_a = -\log(5,6 \times 10^{-10}) = 9,25$$

$$\text{Άρα } \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{Βάση}]}{[\text{Οξύ}]} = 9,25 + \log \frac{0,10}{0,20} = 8,95$$

2) Διάλυμα 0,10 M CH_3COOH + 0,20 M CH_3COONa Δίνεται $K_a = 1,7 \times 10^{-5}$
 CH_3COOH

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{Βάση}]}{[\text{Οξύ}]} = 4,77 + \log \frac{0,20}{0,10} = 5,07 \quad \text{p}K_a = 4,77$$

Αλλάζονται το λόγο $\frac{[\text{Βάση}]}{[\text{Οξύ}]}$ \Rightarrow Παρασκευάζουμε ρυθμιστικό διάλυμα διαφορετικού pH.