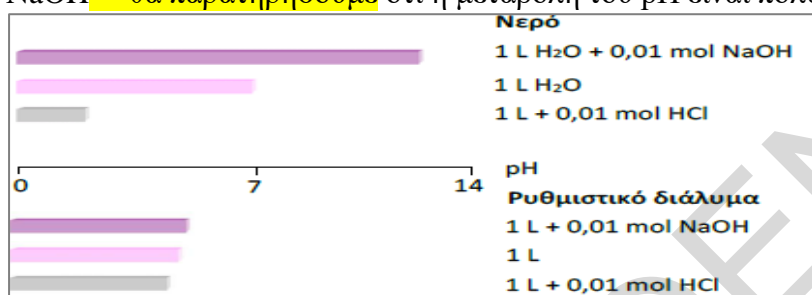


**ΧΡΙΣΤΟΣ ΑΝΕΣΤΗ! ΚΑΛΗ ΔΥΝΑΜΗ! ΚΑΛΛΙΣΘΕΝΗ ΓΕΩΡΓΙΟΥ-Η ΧΗΜΙΚΟΣ ΣΑΣ
ΕΠΑΝΑΛΗΨΗ..... ΟΞΕΑ-ΒΑΣΕΙΣ ΚΑΙ ΙΟΝΤΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ (5.5- 5.6)**

5.5 ΡΥΘΜΙΣΤΙΚΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ Τι είναι τα ρυθμιστικά διαλύματα; Αν σε καθαρό νερό όγκου 1 L (pH = 7) προσθέσουμε 0,01 mol HCl, χωρίς αισθητή μεταβολή όγκου, η $[H_3O^+]$ θα γίνει 10^{-2} M και επομένως **pH = 2**. Επίσης, αν σε καθαρό νερό προσθέσουμε 0,01 mol NaOH, θα ισχύει: $[OH^-] = 10^{-2}$ M και επομένως pOH = 2 και άρα pH = 12 (θ=25°C). Παρατηρούμε δηλαδή ότι προσθέτοντας μικρές ποσότητες ενός οξέος ή μιας βάσης σε καθαρό νερό το pH μεταβάλλεται κατά πολύ.

Όμως αν σε ένα υδατικό διάλυμα όγκου 1 L που περιέχει CH₃COOH 1 M και CH₃COONa 1 M (pH = 5) προσθέσουμε τις ίδιες με τις παραπάνω ποσότητες HCl ή NaOH **θα παρατηρήσουμε** ότι η μεταβολή του pH είναι πολύ μικρή.

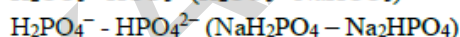
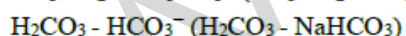


Δηλαδή:

Ρυθμιστικά λέγονται τα διαλύματα που έχουν την ιδιότητα να διατηρούν το pH τους πρακτικά αμετάβλητο, παρά την προσθήκη μικρής αλλά υπολογίσιμης ποσότητας ισχυρού οξέος ή ισχυρής βάσης.

- Ένα ασθενές οξύ (π.χ. CH₃COOH) μαζί με το άλας του οξέος αυτού με ισχυρή βάση (π.χ. CH₃COONa) ή
- Μία ασθενή βάση (π.χ. NH₃) μαζί με το άλας της με ισχυρό οξύ (π.χ. NH₄Cl).

Άλλα παραδείγματα ρυθμιστικών διαλυμάτων:



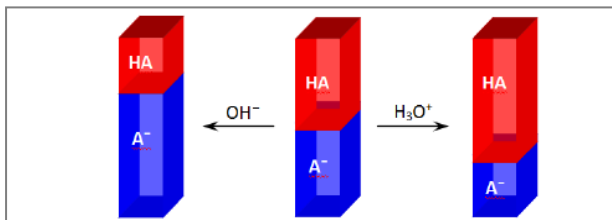
Υπολογισμός του pH ρυθμιστικού διαλύματος - Εξίσωση Henderson - Hasselbalch

Έστω ρυθμιστικό διάλυμα που αποτελείται από το ασθενές οξύ HA (συγκέντρωσης c_a) και το άλας του NaA (αρχικής συγκέντρωσης c_{a1} ή c_b). Στο διάλυμα αυτό εφαρμόζουμε την Ε.Κ.Ι.:

Όταν γίνουν όλοι οι υπολογισμοί και η λογαρίθμηση

$$[H_3O^+] = K_a \cdot \frac{c_a}{c_b} \quad \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{c_b}{c_a} \quad (\text{εξίσωση Henderson - Hasselbalch})$$

Η ρυθμιστική δράση των διαλυμάτων που περιέχουν ΗΑ



Ρυθμιστική ικανότητα ενός ρυθμιστικού διαλύματος είναι η αντίστασή του στη μεταβολή του pH με την προσθήκη ποσοτήτων οξέων, βάσεων ή νερού. Η ρυθμιστική ικανότητα εξαρτάται από τις συγκεντρώσεις c_0 και c_B , καθώς όσο αυτές είναι μεγαλύτερες τόσο αυξάνει η ρυθμιστική ικανότητα.

Τα ρυθμιστικά διαλύματα βρίσκουν πολλές εφαρμογές στην ιατρική, στην αναλυτική χημεία, στη βιολογία, στη φαρμακευτική, στις αγροκαλλιέργειες κτλ.

ΜΕΘΟΔΟΛΟΓΙΑ ΑΣΚΗΣΕΩΝ ΡΥΘΜΙΣΤΙΚΩΝ ΔΙΑΛΥΜΑΤΩΝ

α) Περίπτωση ρυθμιστικού διαλύματος του τύπου $HA/Na+A^-$

Προσθήκη ισχυρού οξέος, π.χ. HCl :

- Αντίδραση: $NaA + HCl \rightarrow HA + NaCl$
- Υπολογισμοί για τις νέες συγκεντρώσεις
- Εξίσωση ρυθμιστικών διαλυμάτων με τις νέες συγκεντρώσεις

Προσθήκη ισχυρής βάσης, π.χ. $NaOH$:

- Αντίδραση: $HA + NaOH \rightarrow NaA + H_2O$
- Υπολογισμοί για τις νέες συγκεντρώσεις
- Εξίσωση ρυθμιστικών διαλυμάτων με τις νέες συγκεντρώσεις

β) Περίπτωση ρυθμιστικού διαλύματος του τύπου $B/BH_2^+Cl^-$

Προσθήκη ισχυρού οξέος, π.χ. HCl :

- Αντίδραση: $B + HCl \rightarrow BH_2^+Cl^-$
- Υπολογισμοί για τις νέες συγκεντρώσεις
- Εξίσωση ρυθμιστικών διαλυμάτων με τις νέες συγκεντρώσεις

Προσθήκη ισχυρής βάσης, π.χ. $NaOH$:

- Αντίδραση: $BH_2^+Cl^- + NaOH \rightarrow B + NaCl + H_2O$
- Υπολογισμοί για τις νέες συγκεντρώσεις
- Εξίσωση ρυθμιστικών διαλυμάτων με τις νέες συγκεντρώσεις

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ ΕΡΩΤΗΣΕΩΝ ΚΑΙ ΑΣΚΗΣΕΩΝ

Διάλυμα (Δ_1) όγκου 1 L περιέχει 0,1 mol NH_3 και 0,1 mol NH_4Cl . Στο διάλυμα διαβιβάζονται 0,01 mol αέριου HCl , χωρίς μεταβολή όγκου, οπότε προκύπτει νέο διάλυμα Δ_2 . Αν $K_b(NH_3) = 10^{-5}$ να χαρακτηρίσετε τις παρακάτω προτάσεις ως σωστές ή λανθασμένες. Να αιτιολογηθούν οι απαντήσεις. $\theta=25^\circ C$.

- (1) Το διάλυμα Δ₁ χαρακτηρίζεται ως ρυθμιστικό
- (2) Το διάλυμα Δ₁ είναι βασικό και έχει pH = 9
- (3) Το διάλυμα Δ₂ χαρακτηρίζεται ως ρυθμιστικό
- (4) Αν στο διάλυμα Δ₁ προσθέσουμε 0,1 mol NaOH(s) το ρυθμιστικό διάλυμα θα καταστραφεί και για το διάλυμα που θα προκύψει ισχύει: pH > 11.

ΑΠΑΝΤΗΣΗ

(1): Σωστή. Το ρυθμιστικό διάλυμα Δ₁ περιλαμβάνει το σύστημα NH₃ - NH₄⁺ (συζυγής βάση - συζυγές οξύ).

(2): Σωστή. Το pH του ρυθμιστικού διαλύματος Δ₁ υπολογίζεται από την εξίσωση Henderson - Hasselbalch:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left(\frac{c_\beta}{c_\alpha} \right) = 9 + \log 1 = 9$$

(3): Σωστή. Με την προσθήκη του HCl έχουμε την αντίδραση:

<i>mol</i>	NH ₃ + HCl → NH ₄ Cl		
Αρχικά	0,1	0,01	0,1
Μεταβολές	- 0,01	- 0,01	0,01
Τελικά	0,09	-	0,11

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{c_\beta}{c_\alpha} = 9 + \log \frac{0,09}{0,11} = 8,91$$

Παρατηρούμε, δηλαδή, μικρή μείωση του pH.

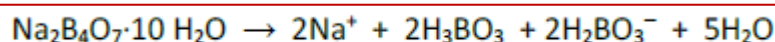
(4): Σωστή. Με την προσθήκη του NaOH έχουμε την αντίδραση:

<i>mol</i>	NH ₄ Cl + NaOH → NH ₃ + H ₂ O + NaCl			
Αρχικά	0,1	0,1	0,1	
Μεταβολές	- 0,1	- 0,1	0,1	
Τελικά	-	-	0,2	

Το τελικό διάλυμα στην περίπτωση αυτή περιέχει μόνο την NH₃ 0,2 M και όχι το άλας NH₄Cl και επομένως δεν είναι ρυθμιστικό. Με βάση τη σταθερά K_b και τον ιοντισμό της NH₃ βρίσκουμε ότι:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{2} \cdot 10^{-3} \text{ M}, \text{pOH} < 3, \text{pH} > 11$$

Ο βόρακας (Na₂B₄O₇ · 10H₂O) είναι ένα ορυκτό που χρησιμοποιείται στο πλύσιμο των ρούχων και σε προϊόντα καθαρισμού, ώστε να ελέγχεται το pH. Όταν διαλύεται στο νερό ο βόρακας διασπάται σύμφωνα με την αντίδραση:



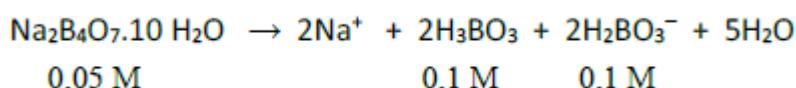
Ποιο το pH του ρυθμιστικού διαλύματος που προκύπτει, αν προστεθούν 0,05 mol βόρακα σε 1 L νερού;

Το βορικό οξύ (H_3BO_3) λειτουργεί ως ασθενές μονοπρωτικό οξύ με $\text{pK}_a = 9,14$ στους 25°C . Να θεωρήσετε ότι ο όγκος του νερού δεν μεταβάλλεται ούτε από την προσθήκη του βόρακα, ούτε από την αντίδραση της διάσπασής του.

ΑΠΑΝΤΗΣΗ

Υπολογίζουμε την αρχική συγκέντρωση του βόρακα:

$$c = \frac{n}{V} = \frac{0,05 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,05 \text{ M}$$



Τα δύο προϊόντα H_3BO_3 και H_2BO_3^- αποτελούν ζεύγος συζυγούς οξέος - συζυγούς βάσης και επομένως συνιστούν ρυθμιστικό διάλυμα:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{c_\beta}{c_\alpha} = 9,14 + \log \frac{0,1}{0,1} = 9,14$$

Ένα ... περίεργο ρυθμιστικό διάλυμα !

Το φωσφορικό οξύ είναι ένα ασθενές τριπρωτικό οξύ του οποίου οι διαδοχικές σταθερές ιοντισμού έχουν τιμές, $\text{K}_{a1} = 7,1 \cdot 10^{-3}$, $\text{K}_{a2} = 6,3 \cdot 10^{-8}$ και $\text{K}_{a3} = 4,4 \cdot 10^{-13}$. Ποια από τα παρακάτω συστήματα συζυγούς οξέος - βάσης είναι το καταλληλότερο για το σχηματισμό ρυθμιστικού διαλύματος με $\text{pH} \approx 7,4$;

- A) H_3PO_4 , H_2PO_4^-
- B) H_3PO_4 , HPO_4^{2-}
- Γ) H_2PO_4^- , HPO_4^{2-}
- Δ) H_3PO_4 , PO_4^{3-}

Να αιτιολογήσετε την επιλογή σας.

ΑΠΑΝΤΗΣΗ

Από τα παραπάνω συστήματα ρυθμιστικό διάλυμα σχηματίζουν τα συστήματα H_3PO_4 - H_2PO_4^- και H_2PO_4^- - HPO_4^{2-} που αποτελούνται από ένα οξύ και τη συζυγή του βάση (τα άλλα δύο συστήματα δεν αποτελούν ζεύγη συζυγούς οξέος - συζυγούς βάσης). Στο πρώτο από τα παραπάνω ρυθμιστικά διαλύματα, το συζυγές οξύ, H_3PO_4 , έχει $\text{K}_a = 7,1 \cdot 10^{-3}$ και επομένως $\text{pK}_a < 7$. Στο δεύτερο ρυθμιστικό διάλυμα, το συζυγές οξύ, H_2PO_4^- , έχει $\text{K}_a = 6,3 \cdot 10^{-8} < 10^{-7}$, και επομένως $\text{pK}_a > 7$. Καθώς το ρυθμιστικό διάλυμα έχει pH στη «γειτονιά» του pK_a , το σύστημα H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} θα είναι το καταλληλότερο για να δώσει $\text{pH} \approx 7,4$.

[ΜΕ ΥΠΟΔΕΙΞΗ] Δίνονται τα παρακάτω διαλύματα: Διάλυμα Δ₁ υδροχλωρικού οξέος (HCl) συγκέντρωσης 0,1 M και διάλυμα Δ₂ αμμωνίας (NH_3) συγκέντρωσης 0,4 M. Να υπολογίσετε:

α) Το pH του διαλύματος Δ₁, β) Τη $[\text{OH}^-]$ στο διάλυμα Δ₂,

γ) Το pH του διαλύματος Δ₃ που προκύπτει με την ανάμιξη 200 mL του Δ₁ με 100 mL του Δ₂.

Δίνονται: $\text{K}_w = 10^{-14}$ και $\text{K}_b(\text{NH}_3) = 10^{-5}$.

[ΕΞΕΤΑΣΕΙΣ]

ΛΥΣΗ

Τι λέτε; Θα τα καταφέρετε μόνοι σας με βάση την υπόδειξη που ακολουθεί;

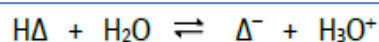
α) Το HCl είναι ισχυρό οξύ. Μία εξίσωση ιοντισμού και ... τέλος [pH = 1]

β) Η NH₃ είναι ασθενής βάση (δίνεται και το K_b). Εξίσωση ιοντισμού, συγκεντρώσεις μετά την ιοντισμό, έλεγχος ισχύος προσέγγισης, θεώρηση της K_b, υπολογισμός OH⁻... [2·10⁻³ M]

γ) Εδώ τα πράγματα δε θα τελειώσουν τόσο εύκολα. Πρόκειται για αντίδραση εξουδετέρωσης, αλλά στην οποία η NH₃ είναι σε περίσσεια και έχουμε σχηματισμό ρυθμιστικού διαλύματος. Υπολογίζουμε τα mol της NH₃ στα 200 mL του Δ₁ και τα mol του HCl στα 100 mL του Δ₂. Γράφουμε την εξίσωση της εξουδετέρωσης και υπολογίζουμε τις ποσότητες της NH₃ και του NH₄Cl που υπάρχουν τελικά στο Δ₃. Από τις συγκεντρώσεις των σωμάτων αυτών και την εξίσωση ... [pH = 9].

5.6 ΠΡΩΤΟΛΥΤΙΚΟΙ ΔΕΙΚΤΕΣ - ΟΓΚΟΜΕΤΡΗΣΕΙΣ ΕΞΟΥΛΕΤΕΡΩΣΗΣ

Οι πρωτολυτικοί ή ηλεκτρολυτικοί δείκτες είναι πολύπλοκης δομής ασθενή οργανικά οξέα (ή βάσεις) των οποίων το χρώμα εξαρτάται από το pH του διαλύματος στο οποίο προστίθενται. Ο διαφορετικός χρωματισμός οφείλεται στο ότι είτε μόνο μία από τις δύο συζυγείς μορφές του δείκτη απορροφά στο ορατό, είτε απορροφούν και οι δύο, αλλά σε διαφορετικά μήκη κύματος (διαφορετικές περιοχές στην ορατή περιοχή της ηλεκτρομαγνητικής ακτινοβολίας).



$$K_a(\text{H}\Delta) = \frac{[\Delta^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}\Delta]}$$

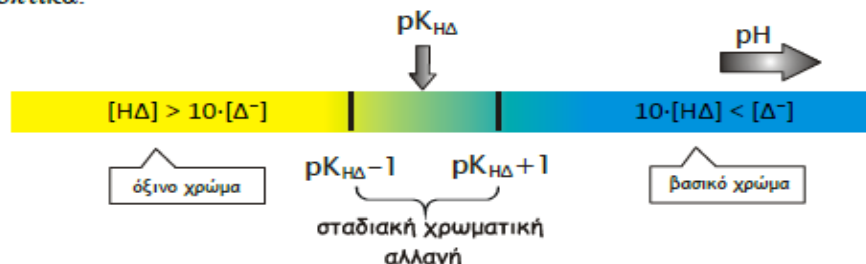
Όταν: $\frac{[\text{H}\Delta]}{[\Delta^-]} > 10$, επικρατεί το χρώμα των μορίων του HΔ (όξινο χρώμα)

Όταν: $\frac{[\Delta^-]}{[\text{H}\Delta]} > 10$, επικρατεί το χρώμα των ιόντων Δ⁻ (βασικό χρώμα)

Το κυανού της βρωμοθυμόλης είναι ένα ασθενές οργανικό οξύ, που λειτουργεί επίσης ως δείκτης (pK_{aHΔ} = 7,3). Σε pH < 6 είναι κίτρινο (όξινο χρώμα), ενώ σε pH > 8 εμφανίζεται μπλε. Σε τιμές pH μεταξύ 6 και 8 επέρχεται η χρωματική αλλαγή και ο δείκτης παίρνει ενδιάμεσους χρωματισμούς (πρασινωπό).

Προσοχή! Το pH δεν αντιστοιχεί στα H₃O⁺ που παράγονται από το δείκτη (αυτά είναι αμελητέα, συνήθως), αλλά από το διάλυμα, πριν την προσθήκη του δείκτη.

Συνοπτικά:



Ογκομέτρηση είναι η διαδικασία ποσοτικού προσδιορισμού μιας ουσίας με μέτρηση του όγκου διαλύματος επακριβώς γνωστής συγκέντρωσης (πρότυπου διαλύματος) που απαιτείται για την πλήρη αντίδραση με την αρχική ουσία.

Ισοδύναμο σημείο είναι το σημείο της ογκομέτρησης, όπου έχει αντιδράσει πλήρως (στοιχειομετρικά) η ογκομετρούμενη ουσία με ορισμένη ποσότητα πρότυπου διαλύματος.

Ο όγκος του πρότυπου διαλύματος που αντιστοιχεί στην απότομη χρωματική αλλαγή κατάλληλου δείκτη ονομάζεται τελικό σημείο της ογκομέτρησης και αποτελεί το πρακτικό (πειραματικό) πέρας της ογκομέτρησης.

Όσο πιο μικρή η διαφορά όγκου του πρότυπου διαλύματος μεταξύ του ισοδύναμου σημείου και του τελικού σημείου, τόσο πιο ακριβής είναι η ογκομέτρηση.

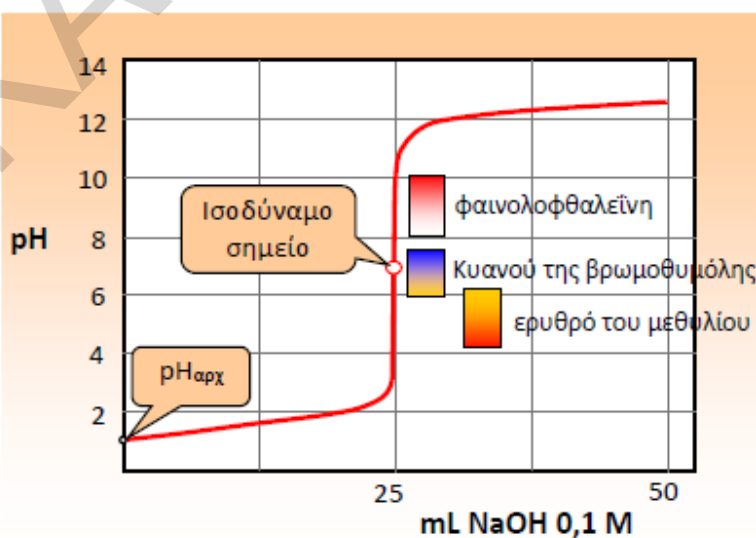
Η βασική κατηγορία ογκομετρήσεων είναι οι ογκομετρήσεις εξουδετέρωσης κατά την οποία προσδιορίζεται ποσοτικά ένα οξύ με τη χρήση πρότυπου διαλύματος βάσης ή μία βάση με τη χρήση πρότυπου διαλύματος οξέος.

Στην περίπτωση της ογκομέτρησης εξουδετέρωσης, κατά την οποία ογκομετρείται ένα διάλυμα βάσης άγνωστης συγκέντρωσης, με πρότυπο διάλυμα οξέος, η μέθοδος χαρακτηρίζεται σαν **οξυμετρία**.

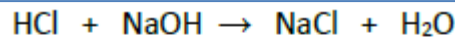
Ογκομέτρηση ισχυρού οξέος με ισχυρή βάση (αλκαλιμετρία)

Στην αρχή της ογκομέτρησης το διάλυμα του HCl εμφανίζεται άχρωμο, καθώς το όξινο «χρώμα» της φαινολφθαλεΐνης είναι άχρωμο.

Η καμπύλη της εξουδετέρωσης στην περίπτωση αυτή έχει την ακόλουθη μορφή:



Υπολογισμός της άγνωστης συγκέντρωσης οξέος ή βάσης



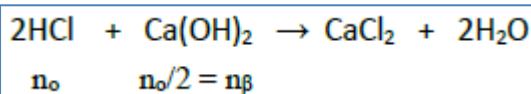
$$n_o = n_\beta$$

$$c_o \cdot V_o = c_\beta \cdot V_\beta$$

$$\text{Επομένως: } c_o = \frac{c_\beta \cdot V_\beta}{V_o} \quad [1] \quad (\text{αλκαλιμετρία})$$

$$c_\beta = \frac{c_o \cdot V_o}{V_\beta} \quad [2] \quad (\text{οξυμετρία})$$

Θα πρέπει να προσέχουμε τη στοιχειομετρία της αντίδρασης, καθώς μπορεί να μην ισχύει $n_o = n_\beta$. Έστω, π.χ., ότι ογκομετρούμε διάλυμα $\text{Ca}(\text{OH})_2$ με πρότυπο διάλυμα HCl (οξυμετρία):



$$n_o \quad n_o/2 = n_\beta$$

$$n_\beta = n_o/2, \quad c_\beta \cdot V_\beta = c_o \cdot V_o/2, \quad c_\beta = \frac{c_o \cdot V_o}{2 \cdot V_\beta}$$

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ ΕΡΩΤΗΣΕΩΝ ΚΑΙ ΑΣΚΗΣΕΩΝ

1. α) Να αποδείξετε ότι για έναν πρωτολυτικό δείκτη ΗΔ ισχύει:

$$\frac{[\text{H}\Delta]}{[\Delta^-]} = 10^{-(\text{pH} - \text{p}K_{\text{a}\text{H}\Delta})}$$

β) Σε ποιο pH ενός διαλύματος που περιέχει και το δείκτη ΗΔ θα ισχύει: $[\text{H}\Delta] = [\Delta^-]$;

α) Από την έκφραση για την $K_a(\text{H}\Delta)$ του δείκτη ΗΔ, προκύπτει:

$$\frac{[\text{H}\Delta]}{[\Delta^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a(\text{H}\Delta)} = \frac{10^{-\text{pH}}}{10^{-\text{p}K_{\text{a}\text{H}\Delta}}} = 10^{-(\text{pH} - \text{p}K_{\text{a}\text{H}\Delta})}$$

ΑΠΑΝΤΗΣΗ

β) Για να ισχύει $[\text{H}\Delta] = [\Delta^-]$ θα πρέπει:

$$10^{-(\text{pH} - \text{p}K_{\text{a}\text{H}\Delta})} = 1, \quad \text{pH} = \text{p}K_{\text{a}\text{H}\Delta}$$

2. Ο δείκτης πράσινο της βρωμοκρεσόλης έχει $\text{p}K_{\text{a}\text{H}\Delta} = 4,9$. Η μορφή ΗΔ δίνει κίτρινο διάλυμα, ενώ η συζυγής του βάση δίνει μπλε διάλυμα. Σε τρία υδατικά διαλύματα Α, Β και Γ με $\text{pH}_\text{A} = 3$, $\text{pH}_\text{B} = 4$ και $\text{pH}_\text{Γ} = 6$, αντίστοιχα, προστίθενται 2-3 σταγόνες του δείκτη.

α) Ποια η τιμή του λόγου $[\text{H}\Delta]/[\Delta^-]$ και ποιο χρώμα αποκτά κάθε διάλυμα;

β) Ποιο έπρεπε να ήταν το pH ενός διαλύματος, ώστε να ισχύει: $[\text{H}\Delta]/[\Delta^-] = 1$;

ΑΠΑΝΤΗΣΗ

$$\text{α) Διάλυμα Α: } \frac{[\text{H}\Delta]}{[\Delta^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a(\text{H}\Delta)} = \frac{10^{-3}}{10^{-4,9}} = 10^{1,9} > 10$$

Βλέπουμε ότι ισχύει, $[\text{H}\Delta] > 10 \cdot [\Delta^-]$ και άρα το pH του διαλύματος είναι μικρότερο από την τιμή $\text{p}K_{\text{a}\text{H}\Delta} - 1 = 4,9 - 1 = 3,9$, οπότε είμαστε στην όξινη περιοχή και θα υπερισχύει το χρώμα των μορίων ΗΔ, δηλαδή το κίτρινο.

$$\text{Διάλυμα Β: } \frac{[\text{H}\Delta]}{[\Delta^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a(\text{H}\Delta)} = \frac{10^{-4}}{10^{-4,9}} = 10^{0,9}$$

Επομένως: $10 \cdot [\Delta^-] > [\text{H}\Delta] > [\Delta^-]$. Το pH του διαλύματος είναι μεταξύ της τιμής, $pK_{a,\text{H}\Delta} - 1 = 4,9 - 1 = 3,9$ και της τιμής $pK_{a,\text{H}\Delta} + 1 = 4,9 + 1 = 5,9$ (περιοχή αλλαγής χρώματος).

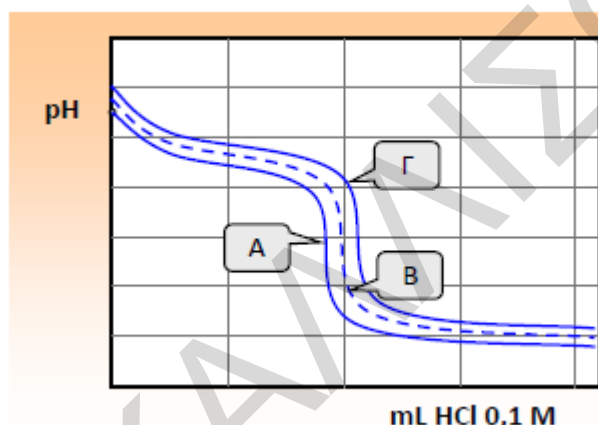
Το χρώμα, όμως, θα σαφώς πιο κοντά στο κίτρινο, καθώς έχουμε απομακρυνθεί από την αμιγώς κίτρινη περιοχή μόνο κατά 0,1 της μονάδας pH.

$$\text{Διάλυμα Γ: } \frac{[\text{H}\Delta]}{[\Delta^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a(\text{H}\Delta)} = \frac{10^{-6}}{10^{-4,9}} = 10^{-1,1}$$

Επομένως: $10 \cdot [\text{H}\Delta] < [\Delta^-]$. Το pH του διαλύματος είναι μεγαλύτερο από την τιμή $pK_{a,\text{H}\Delta} + 1 = 5,9$, οπότε είμαστε στην βασική περιοχή και το χρώμα θα είναι μπλε.

β) Θα πρέπει να ισχύει: $[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a(\text{H}\Delta)$ και επομένως: $\text{pH} = pK_a(\text{H}\Delta) = 4,9$

Δίνονται οι καμπύλες ογκομετρήσεων Α, Β και Γ που αφορούν στην ογκομέτρηση τριών διαλυμάτων NH_3 ίσου όγκου με το ίδιο διάλυμα HCl . Να συγκρίνετε τις συγκεντρώσεις c_A , c_B και c_Γ των τριών διαλυμάτων της NH_3 .



ΑΠΑΝΤΗΣΗ

Παρατηρούμε ότι όγκος του πρότυπου διαλύματος HCl που έχει προστεθεί μέχρι το ισοδύναμο σημείο των 3 ογκομετρήσεων ακολουθεί τη σχέση: $V_A < V_B < V_\Gamma$ και επομένως η ποσότητα σε mol του HCl που περιέχεται σε καθένα από αυτά θα είναι: $n_A < n_B < n_\Gamma$. Επειδή στο ισοδύναμο σημείο ισχύει: $n_B = n_0$, και για την ποσότητα της NH_3 σε mol στα τρία διαλύματα θα ισχύει ανάλογη ανισωτική σχέση. Άρα, εφ' όσον έχουν τον ίδιο όγκο θα ισχύει:

$$c_A < c_B < c_\Gamma$$

Στο ίδιο συμπέρασμα καταλήγουμε και αν προσέξουμε μία λεπτομέρεια, το ότι το αρχικό pH των τριών διαλυμάτων δεν είναι ίδιο, αλλά ισχύει: $\text{pH}_A < \text{pH}_B < \text{pH}_\Gamma$. Μεγαλύτερο, όμως, pH σημαίνει και ότι το διάλυμα είναι πιο βασικό και ότι η συγκέντρωση του διαλύματος είναι και μεγαλύτερη.

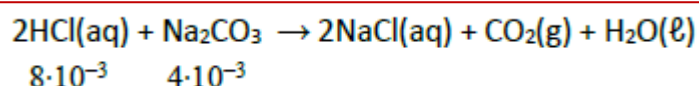
Δείγμα μάζας 0,5 g περιέχει ανθρακικό νάτριο (Na_2CO_3) και άλλες αδρανείς ύλες.

Το δείγμα διαλύεται σε νερό και η ποσότητα του διαλύματος που σχηματίστηκε ογκομετρείται με πρότυπο διάλυμα HCl 0,2 M. Για την πλήρη αντίδραση καταναλώθηκαν 40 mL του πρότυπου διαλύματος. Ποια η %w/w περιεκτικότητα του δείγματος σε Na_2CO_3 ;

Δίνεται η αντίδραση: $2\text{HCl}(\text{aq}) + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{NaCl}(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$

ΛΥΣΗ

Έστω x mol η ποσότητα του Na_2CO_3 στο δείγμα των 0,5 g. Η ποσότητα του HCl στο πρότυπο διάλυμα που καταναλώθηκε είναι: $n = c \cdot V = 0,2 \cdot 0,04 = 8 \cdot 10^{-3}$ mol.



Η μάζα του Na_2CO_3 στο δείγμα των 0,5 g θα είναι: $m = 4 \cdot 10^{-3} \cdot 106 = 0,424$ g.

Στα 0,5 g του δείγματος 0,424 g Na_2CO_3

Στα 100 g $x = 84,8$ g

Επομένως, το δείγμα έχει περιεκτικότητα 84,8% w/w σε Na_2CO_3 .

ΠΡΟΒΛΗΜΑΤΑ ΔΙΕΡΕΥΝΗΣΕΩΝ ΜΕ ΒΑΣΗ ΤΟ pH

Παράδειγμα: Η «εύκολη» περίπτωση!

Σε διάλυμα CH_3COOH 0,1 M, όγκου 100 mL, προσθέτουμε n mol $\text{NaOH}(\text{s})$, χωρίς μεταβολή όγκου του διαλύματος και το διάλυμα που προκύπτει έχει $\text{pH} = 5$. Θα υπολογίσουμε την ποσότητα του $\text{NaOH}(\text{s})$ που προσθέσαμε. $\theta = 25^\circ\text{C}$. $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 10^{-5}$.

Καθώς δε γνωρίζουμε ποια από τις δύο αρχικές ποσότητες είναι σε περίσσεια, κάνουμε διερεύνηση με βάση τη γνωστή τιμή pH για το τελικό διάλυμα

Έστω n (mol) η ποσότητα του NaOH που προσθέσαμε.

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,1 \cdot 0,1 = 0,01 \text{ mol}$$

mol	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$	
Αρχικά	0,01	n

Περίπτωση 1: $n = 0,01$ mol. Στην περίπτωση αυτή θα έχουμε πλήρη εξουδετέρωση, οπότε στο τελικό διάλυμα θα υπάρχει αποκλειστικά μόνο το άλας (CH_3COONa) και βέβαια το pH θα είναι βασικό, λόγω της υδρόλυσης των ιόντων CH_3COO^- . Καθώς το τελικό διάλυμα έχει $\text{pH} = 5$, η περίπτωση αυτή απορρίπτεται.

Περίπτωση 2: $n > 0,01$ mol. Η βάση είναι σε περίσσεια, οπότε το τελικό διάλυμα θα περιέχει το άλας CH_3COONa , καθώς και την περίσσεια της βάσης, οπότε το pH θα είναι και πάλι βασικό (δεν ισχύει). Δεν απομένει, λοιπόν, παρά η περίπτωση 3:

Περίπτωση 3: $n < 0,01 \text{ mol}$, δηλαδή να έχουμε περίσσεια του ασθενούς οξέος (σημασιμός ρυθμιστικού διαλύματος):

<i>mol</i>	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$		
Αρχικά	0,01	n	
Μεταβολές	$-n$	$-n$	n
Τελικά	$0,01 - n$	$-$	n

Στη συνέχεια υπολογίζουμε τις τελικές συγκεντρώσεις των δύο συστατικών και εργαζόμαστε κατά τα γνωστά (με Ε.Κ.Ι. ή τη γνωστή σχέση των ρυθμιστικών).

Παράδειγμα 2: Η «δύσκολη» περίπτωση !

Σε διάλυμα NH_4Cl $0,1 \text{ M}$ όγκου 110 mL , προσθέτουμε ποσότητα $\text{NaOH}(s)$, χωρίς μεταβολή όγκου του διαλύματος. Αν γνωρίζουμε ότι το διάλυμα που προκύπτει έχει $\text{pH} = 10$, ποια η ποσότητα του $\text{NaOH}(s)$ που προσθέσαμε; $\theta = 25^\circ\text{C}$. $K_b(\text{NH}_3) = 10^{-5}$.

$$n(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,1 \cdot 0,11 = 0,011 \text{ mol}$$

<i>mol</i>	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	
Αρχικά	0,011	n

Περίπτωση 1: $n = 0,011 \text{ mol}$. Στην περίπτωση αυτή έχουμε πλήρη αντίδραση, οπότε στο τελικό διάλυμα θα υπάρχει μόνο NH_3 (το NaCl δεν συμμετέχει στον καθορισμό του pH του διαλύματος) και βέβαια το pH θα είναι βασικό.

Περίπτωση 2: $n > 0,011 \text{ mol}$. Στην περίπτωση αυτή το NaOH είναι σε περίσσεια, οπότε το τελικό διάλυμα θα περιέχει NH_3 , καθώς και την περίσσεια του NaOH , οπότε το pH θα είναι και πάλι βασικό.

Περίπτωση 3: $n < 0,011 \text{ mol}$. Στην περίπτωση αυτή το τελικό διάλυμα θα περιέχει την περίσσεια του NH_4Cl και τη σχηματιζόμενη NH_3 (ρυθμιστικό διάλυμα).

Έστω $n = 0,011 \text{ mol}$ (πλήρης αντίδραση).

<i>mol</i>	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$		
Αρχικά	0,011	0,011	
Μεταβολές	$-0,011$	$-0,011$	0,011
Τελικά	$-$	$-$	0,011

$$c(\text{NH}_3) = \frac{0,011 \text{ mol}}{0,11 \text{ L}} = 0,1 \text{ M}$$

<i>mol/L</i>	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$		
Ισορροπία	$0,1 - x$	x	x

Θεωρώντας την προσέγγιση $0,1 - x \approx 0,1$, έχουμε κατά τα γνωστά:

$$K_b = 10^{-5} = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}, \quad [\text{OH}^-] = x = 10^{-3}, \quad \text{pOH} = 3, \quad \text{pH} = 11$$

Δηλαδή, αν προσθέσουμε 0,011 mol NaOH(s) θα προκύψει διάλυμα με pH μεγαλύτερο από αυτό που θέλουμε ($11 > 10$). Επομένως, θα πρέπει να ισχύει: $\omega < 0,011 \text{ mol}$. Δηλαδή, ισχύει η περίπτωση 3:

mol	NH_4Cl	+	NaOH	\rightarrow	NH_3	+	NaCl	+	H_2O
Αρχικά	0,011		ω						
Μεταβολές	$-\omega$		$-\omega$		ω				
Τελικά	$0,011 - \omega$								

Από τη γνωστή σχέση για το ρυθμιστικό διάλυμα που προκύπτει, έχουμε:

$$[\text{OH}^-] = K_b \cdot \frac{c_\beta}{c_\alpha}, \quad 10^{-4} = 10^{-5} \cdot \frac{c_\beta}{c_\alpha}, \quad c_\beta = 10 \cdot c_\alpha$$

$$\frac{\omega}{0,11} = 10 \cdot \frac{0,011 - \omega}{0,11}, \quad \omega = 0,01 \text{ mol}$$

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ ΔΙΕΡΕΥΝΗΣΕΩΝ ΚΑΙ ΕΠΑΝΑΛΗΠΤΙΚΩΝ ΠΡΟΒΛΗΜΑΤΩΝ

1. Με ποια αναλογία όγκων πρέπει να αναμιξούμε ένα διάλυμα NH_3 0,2 M με ένα άλλο διάλυμα HCl 0,2 M, ώστε να προκύψει διάλυμα με:

α) pH = 9 β) pH = 5 γ) pH = 1

Η σταθερά ιοντισμού της NH_3 έχει τιμή $K_b = 10^{-5}$, $K_w = 10^{-14}$, $\theta = 25^\circ\text{C}$. Για την απλούστευση των υπολογισμών να θεωρηθούν οι κατάλληλες προσεγγίσεις.

α) Έστω V_1 ο όγκος του διαλύματος της NH_3 και V_2 ο όγκος του διαλύματος του HCl . Τα mol της NH_3 και του HCl θα είναι:

$$n(\text{NH}_3) = n_1 = 0,2 \cdot V_1 \text{ mol} \quad \text{και} \quad n(\text{HCl}) = n_2 = 0,2 \cdot V_2 \text{ mol}$$

mol	NH_3	+	HCl	\rightarrow	NH_4Cl
Αρχικά	$0,2 \cdot V_1$		$0,2 \cdot V_2$		-

i. Αν $n_1 = n_2$, τότε στο τελικό διάλυμα θα έχουμε μόνο NH_4Cl και το pH θα είναι μικρότερο του 7 (απορρίπτεται).

ii. Αν $n_1 < n_2$, τότε στο τελικό διάλυμα θα έχουμε την περίσσεια του HCl καθώς και την ποσότητα του σχηματιζόμενου NH_4Cl . Και στην περίπτωση αυτή, $\text{pH} < 7$ (απορρίπτεται).

iii. Επομένως, $n_1 > n_2$ (σχηματισμός ρυθμιστικού διαλύματος):

mol	NH_3	+	HCl	\rightarrow	NH_4Cl
Αρχικά	$0,2 \cdot V_1$		$0,2 \cdot V_2$		-
Μεταβολές	$-0,2 \cdot V_2$		$-0,2 \cdot V_2$		$0,2 \cdot V_2$
Τελικά	$0,2 \cdot (V_1 - V_2)$		-		$0,2 \cdot V_2$

Το ρυθμιστικό διάλυμα που προκύπτει περιέχει NH_3 και NH_4Cl σε συγκεντρώσεις:

$$c_{\beta} = \frac{0,2 \cdot (V_1 - V_2)}{V_1 + V_2} \quad (1) \quad c_o = \frac{0,2 \cdot V_2}{V_1 + V_2} \quad (2)$$

Με βάση την εξίσωση Henderson - Hasselbalch και τις (1) και (2), έχουμε:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{c_{\beta}}{c_o}, \quad 9 = 9 + \log \frac{0,2 \cdot (V_1 - V_2)}{0,2 \cdot V_2}$$

$$0,2 \cdot (V_1 - V_2) = 0,2 \cdot V_2, \quad V_1 - V_2 = V_2 \text{ και επομένως, } \frac{V_1}{V_2} = 2$$

β) Υπολογίζουμε το pH του διαλύματος στην περίπτωση που $n_1 = n_2$ (και άρα $V_1 = V_2$):

<i>mol</i>	NH ₃	+	HCl	→	NH ₄ Cl
Αρχικά	0,2·V ₁		0,2·V ₁		-
Μεταβολές	- 0,2·V ₁		- 0,2·V ₁		0,2·V ₁
Τελικά	-		-		0,2·V ₁

Το τελικό διάλυμα περιέχει μόνο NH₄Cl σε συγκέντρωση:

$$c = \frac{0,2 \cdot V_1}{2V_1} = 0,1 \text{ M}$$

Με τη διάσταση του άλατος προκύπτουν: [NH₄⁺] = 0,1 M και [Cl⁻] = 0,1 M. Το ιόν NH₄⁺ υδρολύεται σύμφωνα με την εξίσωση:

	NH ₄ ⁺	+	H ₂ O	⇌	NH ₃	+	H ₃ O ⁺
Ισορροπία	0,1 - x				x		x

Η σταθερά ιοντισμού K_a του ιόντος NH₄⁺ είναι ίση με 10⁻⁹ (γιατί), οπότε θεωρώντας τη γνωστή προσέγγιση, έχουμε:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = 10^{-10}, \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5}, \quad \text{pH} = 5$$

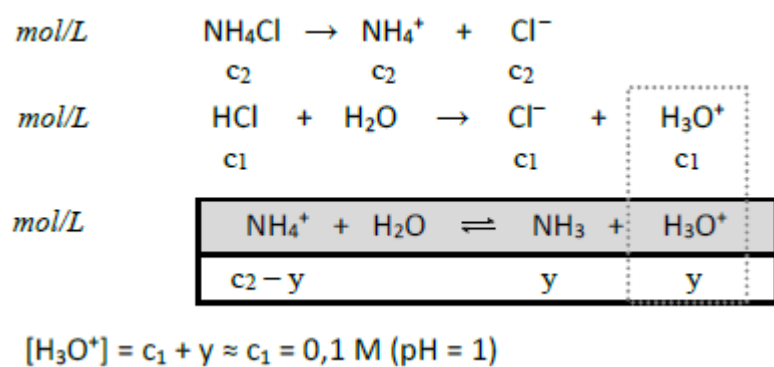
Επομένως, για να προκύψει διάλυμα με pH = 5 θα πρέπει τα δύο διαλύματα να αναμιχθούν με αναλογία όγκων 1 : 1. Γιατί, αν V₁ > V₂ (και άρα n₁ > n₂) θα ίσχυε pH > 5, ενώ αν V₁ < V₂ (και άρα n₁ < n₂) θα ίσχυε pH < 5.

γ) Στην περίπτωση αυτή θα ισχύει: n₁ < n₂.

<i>mol</i>	NH ₃	+	HCl	→	NH ₄ Cl
Αρχικά	0,2·V ₁		0,2·V ₂		-
Μεταβολές	- 0,2·V ₁		- 0,2·V ₁		0,2·V ₁
Τελικά	-		0,2·(V ₂ - V ₁)		0,2·V ₁

Στο τελικό διάλυμα θα υπάρχει η περίσσεια του HCl καθώς και το σχηματιζόμενο NH₄Cl. Αν οι συγκεντρώσεις τους είναι c₁ και c₂, αντίστοιχα, θα ισχύει:

$$c_1 = \frac{0,2 \cdot (V_2 - V_1)}{V_1 + V_2} \quad (1) \quad c_2 = \frac{0,2 \cdot V_1}{V_1 + V_2} \quad (2)$$



$$\frac{0,2 \cdot (V_2 - V_1)}{V_1 + V_2} = 0,1 \quad , \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{1}{3}$$

Είδαμε ότι, όταν έχουμε ένα διάλυμα ασθενούς οξέος και πρέπει να υπολογίσουμε την ποσότητα βάσης, π.χ. NaOH, ώστε το pH να πάρει μία ορισμένη τιμή, κάνουμε διερεύνηση. Αν μπορούν να ισχύουν, αρχικά, περισσότερες από μία περιπτώσεις, λύνουμε την περίπτωση της πλήρους αντίδρασης. Τι θα γίνει αν το pH βγει ακριβώς αυτό που θέλουμε; Θα εξετάσουμε και τις άλλες περιπτώσεις; Όχι, βέβαια... Και να γιατί!

2. Ένα διάλυμα του ασθενούς οξέος HA, έχει συγκέντρωση 0,1 M και όγκο 1 L. Να υπολογιστεί η ποσότητα του NaOH(s) (σε mol) που πρέπει να προστεθεί στο διάλυμα αυτό, χωρίς μεταβολή όγκου, ώστε το τελικό διάλυμα να έχει pH = 10. $K_a(\text{HA}) = 10^{-7}$. Η θερμοκρασία των δύο διαλυμάτων είναι $\theta = 25^\circ\text{C}$, όπου $K_w = 10^{-14}$. Τα δεδομένα του προβλήματος επιτρέπουν τις γνωστές προσεγγίσεις.

ΛΥΣΗ

Με την προσθήκη του στερεού NaOH(s) η συγκέντρωση των ιόντων OH^- αυξάνεται, οπότε οι ισορροπίες που περιέχουν OH^- μετατοπίζονται προς την κατεύθυνση που τείνει να εξουδετερώσει την μεταβολή (αρχή Le Châtelier). Καθώς η μεταβολή δεν εξουδετερώνεται πλήρως, η $[\text{OH}^-]$ παραμένει μεγαλύτερη. Επομένως το pH είναι γνησίως αύξουσα συνάρτηση της συγκέντρωσης του NaOH, άρα υπάρχει μία και μοναδική τιμή της συγκέντρωσης του NaOH για ένα συγκεκριμένο pH.

Κατά την προσθήκη του NaOH αρχικά έχουμε περίσσεια HA έως ότου γίνει η πλήρης εξουδετέρωση και κατόπιν περάσουμε σε περίσσεια NaOH. Επομένως το pH του διαλύματος κατά την πλήρη εξουδετέρωση είναι μεγαλύτερο από το pH του διαλύματος με περίσσεια HA και μικρότερο από το pH του διαλύματος με περίσσεια NaOH.

Έστω ότι έχουμε προσθέσει την απαιτούμενη για την εξουδετέρωση ποσότητα NaOH. Από τη στοιχειομετρία της αντίδρασης βλέπουμε ότι για το σκοπό αυτό πρέπει να προσθέσουμε 0,1 mol NaOH:

<i>mol</i>	HA + NaOH → NaA + H ₂ O		
Αρχικά	0,1	0,1	
Μεταβολές	- 0,1	- 0,1	0,1
Τελικά	-	-	0,1

<i>mol/L</i>	NaA → Na ⁺ + A ⁻		
	0,1 M		0,1 M
<i>mol/L</i>	A ⁻ + H ₂ O ⇌ HA + OH ⁻		
Ισορροπία	0,1 - x	x	x

Θεωρούμε την προσέγγιση: $0,1 - x \approx 0,1$ M.

$$K_b = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^-]} = \frac{x^2}{0,1} = 10^{-7}, [OH^-] = x = 10^{-4}, pOH = 4, pH = 10.$$

Η παραπάνω ποσότητα του NaOH (0,1 mol) που απαιτείται για την πλήρη εξουδετέρωση θα είναι και η ζητούμενη, αφού το pH του διαλύματος είναι 10 και η λύση είναι μοναδική (δηλαδή, δεν είναι απαραίτητο να ελέγξουμε τις περιπτώσεις της περίσσειας HA ή NaOH). Απλά, πρέπει να τονίσουμε ότι αν βάλουμε μεγαλύτερη ποσότητα NaOH, το pH θα είναι μεγαλύτερο, ενώ αν βάλουμε μικρότερη το pH θα βγει μικρότερο!

3. Σε δύο διαφορετικά δοχεία περιέχονται τα παρακάτω υδατικά διαλύματα στους 25° C:

Δ₁: NaOH 1 M

Δ₂: NH₄Cl 1 M

α) Να υπολογίσετε το pH των παραπάνω διαλυμάτων.

β) 50 mL του διαλύματος Δ₁ αραιώνονται με προσθήκη νερού, έως τελικού όγκου 200 mL (διάλυμα Δ₃). 100 mL του διαλύματος Δ₂ αραιώνονται με προσθήκη νερού, έως τελικού όγκου 800 mL (διάλυμα Δ₄). Τα διαλύματα Δ₃ και Δ₄ αναμιγνύονται σχηματίζοντας το διάλυμα Δ₅. Ποιο είναι το pH του Δ₅;

γ) 0,15 mol NaOH(s) διαλύονται στο διάλυμα Δ₅ χωρίς μεταβολή του όγκου του διαλύματος, σχηματίζοντας διάλυμα Δ₆. Ποιο είναι το pH του διαλύματος Δ₆;

Να ληφθούν υπόψη οι γνωστές προσεγγίσεις που επιτρέπονται από τα δεδομένα του προβλήματος. $K_w = 10^{-14}$, $K_b(NH_3) = 10^{-5}$. $\theta = 25^\circ C$.

ΛΥΣΗ

α) <i>mol/L</i>	NaOH → Na ⁺ + OH ⁻		
	1	1	1

$$pOH = -\log 1 = 0, pH = 14$$

<i>mol/L</i>	$\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$
1 M	1 M 1 M
<i>mol/L</i>	$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$
	1 - x x x

Υπολογίζουμε τη σταθερά K_a του ιόντος NH_4^+ :

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = 10^{-9}$$

Θεωρώντας τις γνωστές προσεγγίσεις:

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 = 10^{-9}, \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4,5}, \quad \text{pH} = 4,5$$

β) Τα 50 mL του Δ₁ (αλλά και τα 200 mL του Δ₃) θα περιέχουν: $1 \cdot 0,05 = 0,05 \text{ mol}$ NaOH. Τα 100 mL του διαλύματος Δ₂ (αλλά και τα 800 mL του Δ₄) θα περιέχουν: $1 \cdot 0,1 = 0,1 \text{ mol}$ NH_4Cl . Με την ανάμιξη των δύο διαλυμάτων, έχουμε την αντίδραση:

<i>mol</i>	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$
Αρχικά	0,1 0,05
Μεταβολές	-0,05 -0,05 0,05
Τελικά	0,05 - 0,05

Το τελικό διάλυμα περιέχει NH_4Cl 0,05 M και NH_3 0,05 M και είναι ρυθμιστικό. Έτσι, με βάση την εξίσωση Henderson - Hasselbalch, έχουμε:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{C_B}{C_0} = 9 + 0 = 9$$

γ) Με τη διάλυση της επιπλέον ποσότητας NaOH στο Δ₅, έχουμε την αντίδραση:

<i>mol</i>	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$
Αρχικά	0,05 0,15 0,05
Μεταβολές	-0,05 -0,05 0,05
Τελικά	- 0,1 0,1

Το Δ₆, επομένως, θα περιέχει NaOH 0,1 M και NH_3 0,1 M (επίδραση κοινού ιόντος):

<i>mol/L</i>	$\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
	0,1 0,1 0,1
<i>mol/L</i>	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
Ισορροπία	0,1 - ω ω 0,1 + ω

Στο διάλυμα αυτό θα ισχύει:

$$[\text{OH}^-] = 0,1 + \omega \approx 0,1 \text{ M}, \quad \text{pOH} = \log 0,1 = 1, \quad \text{pH} = 13.$$

ΚΑΛΗ ΣΥΝΕΧΕΙΑ.....