

ΤΑΞΗ: Γ΄ ΓΕΝΙΚΟΥ ΛΥΚΕΙΟΥ
ΠΡΟΣΑΝΑΤΟΛΙΣΜΟΣ: ΘΕΤΙΚΩΝ ΣΠΟΥΔΩΝ
ΜΑΘΗΜΑ: ΧΗΜΕΙΑ

Ημερομηνία: Σάββατο 8 Απριλίου 2017

Διάρκεια Εξέτασης: 3 ώρες

ΑΠΑΝΤΗΣΕΙΣ

ΘΕΜΑ Α

- A1. β A2. δ A3. α A4. δ
 A5. α. λάθος β. λάθος γ. λάθος δ. σωστό ε. λάθος

ΘΕΜΑ Β

- B1** α. $MnO_2 + 4 HBr \rightarrow MnBr_2 + Br_2 + 2H_2O$
 MnO_2 οξειδωτική ουσία (γιατί το Mn ανάγεται από Α.Ο. +4 σε +2)
 HBr αναγωγική ουσία (γιατί το Br οξειδώνεται από Α.Ο. -1 σε 0)
 β. $3 Cu_2O + 14 HNO_3 \rightarrow 6 Cu(NO_3)_2 + 2 NO + 7 H_2O$
 HNO_3 οξειδωτική ουσία (γιατί το N ανάγεται από Α.Ο. +5 σε +2)
 Cu_2O αναγωγική ουσία (γιατί ο Cu οξειδώνεται από Α.Ο. +1 σε +2)

- B2** α. ${}_{30}A: Z=30, 30p, 30e$ κατανομή e σε υποστιβάδες: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$
 Ανήκει στον d τομέα αφού το τελευταίο (e), τοποθετήθηκε σε υποστιβάδα d. Με βάση την παραπάνω ηλεκτρονιακή δομή το στοιχείο A ανήκει στην ομάδα $10+2=12$, δηλαδή δωδέκατη ομάδα του περιοδικού πίνακα.
 Ανήκει στην 4^η περίοδο γιατί η μέγιστη τιμή του κύριου κβαντικού αριθμού (n) είναι 4.
 β. Η σειρά κατάταξης ως προς την ενέργεια πρώτου ιοντισμού: $\Gamma > A > B$
 γ. **A:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$
B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
Γ: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$
 Το A δεν είναι παραμαγνητικό αφού δεν περιέχει μονήρη ηλεκτρόνια καθώς όλες οι υποστιβάδες του είναι συμπληρωμένες με ηλεκτρόνια.

- B3** α.
- Με αύξηση της θερμοκρασίας, σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier, η θέση χημικής ισορροπίας μετατοπίζεται προς τα δεξιά που είναι η ενδόθερμη αντίδραση.

- Με μείωση του όγκου δοχείου, αυξάνεται η πίεση (P) και αφού $\Delta n_{\text{αερίων}} \neq 0$ η θέση χημικής ισορροπίας, σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier, μετατοπίζεται προς την κατεύθυνση που μειώνονται τα συνολικά mol αερίων, δηλαδή προς τα αριστερά.

- β. Η καμπύλη (1) αντιστοιχεί στο CO_2 και η (2) στο CO λόγω στοιχειομετρίας, καθώς η μεταβολή στη συγκέντρωση στην καμπύλη (2) είναι διπλάσια απ'ότι στην καμπύλη (1), κατά την χρονική περίοδο t_1 έως t_2 .

Επομένως την χρονική στιγμή t_1 αυξήσαμε την $[\text{CO}]$ προσθέτοντας ποσότητα CO (με V και T σταθερά) οπότε, σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier, η θέση χημικής ισορροπίας μετατοπίστηκε προς τα αριστερά.

- B4. α. Βρίσκουμε την K_a του οξέος HA:



$$1-\chi \approx 1\text{M} \quad \chi \quad \chi$$

$$\text{Αφού } \text{pH}=3 \Rightarrow \chi=10^{-3}$$

$$K_a = \chi^2 \Rightarrow K_a = 10^{-6}$$

Με βάση τα διαλύματα που μας δίνονται υπάρχει δυνατότητα να παρασκευαστούν δύο ρυθμιστικά διαλύματα.

- Ρυθμιστικό διάλυμα που θα περιέχει το συζυγές ζεύγος $\text{HNO}_2/\text{NO}_2^-$, όπου $K_a=10^{-4}$. Αυτό μπορεί να παρασκευαστεί αναμειγνύοντας κατάλληλους όγκους του διαλύματος Α και του διαλύματος Γ.
- Ρυθμιστικό διάλυμα που θα περιέχει το συζυγές ζεύγος HA/A^- , όπου $K_a=10^{-6}$. Αυτό μπορεί να παρασκευαστεί αναμειγνύοντας κατάλληλους όγκους του διαλύματος Β και του διαλύματος Γ.

Όμως η πρώτη περίπτωση απορρίπτεται γιατί με βάση την εξίσωση Henderson-Hasselbach πρέπει: $\text{pH} = \text{p}K_a + \log(c_{\text{βάσης}}/c_{\text{οξέος}}) \Rightarrow$

$$6 = 4 + \log(c_{\text{βάσης}}/c_{\text{οξέος}}) \Rightarrow c_{\text{βάσης}} = 100 c_{\text{οξέος}} \quad (1)$$

Έτσι, οι συγκεντρώσεις των συστατικών του ρυθμιστικού διαλύματος θα διαφέρουν σημαντικά κι η συγκέντρωση του οξέος λόγω της (1) θα είναι πολύ μικρή, οπότε το διάλυμα δεν θα έχει ικανοποιητική ρυθμιστική ικανότητα.

Στη δεύτερη περίπτωση με βάση την εξίσωση Henderson-Hasselbach πρέπει:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log(c_{\text{βάσης}}/c_{\text{οξέος}}) \Rightarrow 6 = 6 + \log(c_{\text{βάσης}}/c_{\text{οξέος}}) \Rightarrow c_{\text{βάσης}} = c_{\text{οξέος}} \quad (2)$$

Έτσι, οι συγκεντρώσεις των συστατικών του ρυθμιστικού διαλύματος είναι ίσες και σχετικά υψηλές (αφού αρχικά και τα δύο διαλύματα έχουν συγκεντρώσεις 1M), και το ρυθμιστικό διάλυμα επομένως έχει ικανοποιητική ρυθμιστική ικανότητα.

- β. Αφού στο διάλυμα που θα προκύψει με ανάμειξη ίσων όγκων, έχει αποκατασταθεί μεταξύ των άλλων φαινομένων κι η ισορροπία:



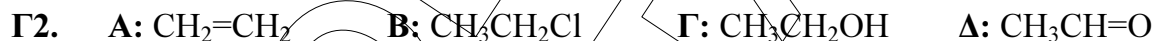
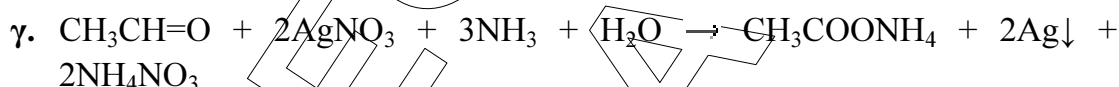
συμπεραίνουμε ότι το ένα διάλυμα είναι του HNO_2 (διάλυμα Α).

Για να έχουμε μεγάλη $[\text{H}_3\text{O}^+]$ και μικρή $[\text{NO}_2^-]$, θα πρέπει το άλλο διάλυμα να είναι το (Β), που περιέχει το ισχυρό οξύ HCl .

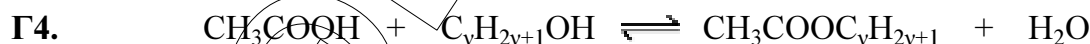


Το οξύ αυτό (HCl) παράγει στο διάλυμα πολύ περισσότερα H_3O^+ από αυτά που παράγει το ασθενές οξύ HA , αφού έχουν την ίδια συγκέντρωση. Λόγω επίδρασης κοινού ιόντος μειώνονται τα NO_2^- , οπότε η συγκέντρωσή τους γίνεται πολύ μικρότερη.

ΘΕΜΑ Γ



- Γ3. Χρησιμοποιούμε δείγμα από κάθε φιάλη και προσθέτουμε μικρό όγκο διαλύματος $\text{KMnO}_4/\text{H}_2\text{SO}_4$. Στην φιάλη που δεν θα παρατηρηθεί αποχρωματισμός έχουμε το CH_3COOH . Στις άλλες δύο φιάλες που έγινε αποχρωματισμός, προσθέτουμε περίσσεια του διαλύματος $\text{KMnO}_4/\text{H}_2\text{SO}_4$. Στη φιάλη που θα παρατηρηθεί έκλυση αερίου (CO_2 που προκαλεί θόλωμα σε ασβεστόνερο), υπάρχει η ένωση $\text{HCH}=\text{O}$ και στην άλλη φιάλη είναι η ένωση $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.



αρχικά:	ω	ω		
μεταβολή:	$-x$	$-x$	x	x $x < \omega$
ισορροπία:	$\omega - x$	$\omega - x$	x	x (mol)

$$\text{H}_2\text{O}: n = \frac{m}{M_r} \Leftrightarrow x = \frac{3,6\text{g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,2\text{mol}$$

$$\text{Εστέρας Β: } n = \frac{m}{M_r} \Leftrightarrow x = \frac{20,4g}{M_r \frac{g}{mol}} \Leftrightarrow M_r = 102 \Leftrightarrow 14v+60=102 \Leftrightarrow v=3$$

$$K_c = \frac{[CH_3COOC_vH_{2v+1}][H_2O]}{[CH_3COOH][C_vH_{2v+1}OH]} \Leftrightarrow 4 = \frac{\frac{x}{V} \frac{x}{V}}{\frac{\omega-x}{V} \frac{\omega-x}{V}} \Leftrightarrow \omega = 0,3 \text{ mol}$$

α. Η απόδοση της αντίδρασης είναι: ο αριθμός mol εστέρα που παράγονται, ως προς τα mol εστέρα που θα παράγονταν αν η αντίδραση ήταν μονόδρομη.

$$\alpha = \frac{x}{\omega} = \frac{0,2}{0,3} = 0,6667 \text{ ή } 66,67\%$$

β. Η απόδοση μπορεί να αυξηθεί:

1. Αν προσθέσουμε περίσσεια οξέος ή αλκοόλης.
2. Αν απομακρύνουμε το νερό που παράγεται με την βοήθεια αφυδατικού μέσου.

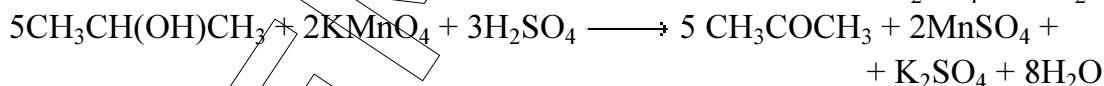
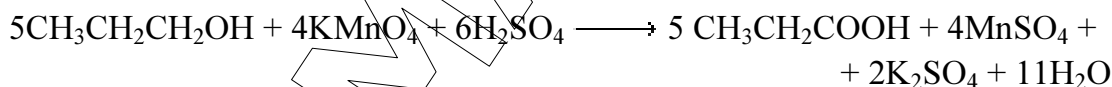
Σε κάθε περίπτωση η θέση της χημικής ισορροπίας μετατοπίζεται δεξιά, σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier κι η απόδοση αυξάνεται (οι αρχικές ποσότητες ήταν ισομοριακές).

γ. Από το μίγμα ισορροπίας οξειδώνεται μόνο η αλκοόλη (Α): C_3H_7OH .

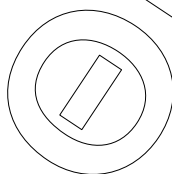
Τα mol της αλκοόλης είναι $\omega-x=0,1 \text{ mol}$, ενώ του $KMnO_4$ είναι:

$n=cV=0,2 \text{ L} \cdot 0,2 \text{ mol/L} = 0,04 \text{ mol}$. Βρίσκουμε την αναλογία mol με την οποία αντιδρούν η αλκοόλη και το $KMnO_4$.

$n_A:n_{KMnO_4}=0,1:0,04=5:2$. Άρα σύμφωνα με τις παρακάτω χημικές εξισώσεις οξείδωσης της αλκοόλης Α, η αλκοόλη είναι δευτεροταγής (αν ήταν πρωτοταγής η αναλογία mol θα ήταν 5:4).



Άρα η Α είναι $CH_3CH(OH)CH_3$ και η Β είναι $CH_3COOCH(CH_3)_2$.



ΘΕΜΑ Δ

Δ1. Το HCOONa δίσταται ως εξής:

mol/L	HCOONa	→	HCOO ⁻	+	Na ⁺
τελικά	0		1		1

Το Na⁺ δεν αντιδρά με το νερό, αφού προέρχεται από ισχυρή βάση.

Το ανιόν HCOO⁻ αντιδρά με το νερό, αφού προέρχεται από ασθενές οξύ:

mol/L	HCOO ⁻	+	H ₂ O	⇌	HCOOH	+	OH ⁻
αρχικά	1						
μεταβολή	-x				x		x
Ισορροπία	1-x				x		x

$$K_a(\text{HCOOH}) \cdot K_b(\text{HCOO}^-) = K_w \Rightarrow K_b(\text{HCOO}^-) = \frac{K_w}{K_a(\text{HCOOH})} = \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 10^{-10}$$

$$K_b(\text{HCOO}^-) = \frac{[\text{HCOOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{HCOO}^-]} \Rightarrow K_b(\text{HCOO}^-) = \frac{x^2}{1-x} \approx \frac{x^2}{1} \Rightarrow x = \sqrt{10^{-10}} = 10^{-5}$$

Άρα [OH⁻] = 10⁻⁵

pOH = -log[OH⁻] = 5

pH + pOH = pK_w ⇒ pH = 14 - 5 ⇒ **pH = 9**

Οι συγκεντρώσεις των ιόντων του διαλύματος Y₄, είναι:

[Na⁺] = 1M,

[HCOO⁻] = 1 - x ≈ 1M

[OH⁻] = 10⁻⁵ M

και λόγω του αυτοϊοντισμού του νερού [H₃O⁺] = 10⁻⁹ M αφού pH=9

Δ2. Αντιδρά το HCl με το HCOONa

Βρίσκουμε τα mol των αντιδρώντων, καθώς και του HCOOH πριν την αντίδραση:

HCOONa: n₄ = c₄ · V₄ = 1 · 0,05 = 0,05 mol

HCl: n₃ = c₃ · V₃ = 1 · 0,05 = 0,05 mol

HCOOH: n₁ = c₁ · V₁ = 0,25 · 0,2 = 0,05 mol

mol	HCOONa	+	HCl	→	HCOOH	+	NaCl
αρχικά	0,05		0,05		0,05		
μεταβολή	-0,05		-0,05		0,05		0,05
τελικά	0		0		0,1		0,05

Τα ιόντα του NaCl δεν αντιδρούν με το νερό.

Η συγκέντρωση του HCOOH στο αραιωμένο διάλυμα όγκου 1L, είναι:

ΕΠΑΝΑΛΗΠΤΙΚΑ ΘΕΜΑΤΑ 2017

E_3.Xλ3Θ(α)

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

mol/L	HCOOH	+	H ₂ O	⇌	HCOO ⁻	+	H ₃ O ⁺
αρχικά	0,1						
μεταβολή	-ψ				ψ		ψ
Ισορροπία	0,1-ψ				ψ		ψ

$$K_a(\text{HCOOH}) = \frac{[\text{HCOO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{\psi^2}{0,1-\psi} \approx \frac{\psi^2}{0,1} \Rightarrow \psi = \sqrt{10^{-4} \cdot 0,1} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \psi = \sqrt{10^{-5}} = 10^{-2,5}$$

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

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

- Δ3. α) Αναμειγνύονται διαλύματα ουσιών που δεν αντιδρούν. Στο ρυθμιστικό διάλυμα όγκου 1L που προκύπτει, οι συγκεντρώσεις των συστατικών του, είναι:

$$\text{HCOOH: } n_5 = n_1 + n_2 = c_1 \cdot V_1 + c_2 \cdot V_2 = 0,8 \cdot 0,25 + 0,2 \cdot 1 = 0,2 + 0,2 = 0,4 \text{ mol}$$

$$c_{\text{οξέος}} = \frac{n_5}{V} = \frac{0,4 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,4 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\text{HCOONa: } n_{\text{αρχικά}} = n_{\text{τελικά}} \Rightarrow c_{\text{αρχικού}} \cdot V_{\text{αρχικού}} = c_{\text{τελικού}} \cdot V_{\text{τελικού}} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \omega \cdot 0,2 = c_{\text{τελικού}} \cdot 1 \Rightarrow c_{\text{τελικού}} = 0,2\omega \text{ mol/L}$$

Γίνεται διάσταση του HCOONa ως εξής:

mol/L	HCOONa	↔	HCOO ⁻	+	Na ⁺
τελικά	0		0,2 ω		0,2 ω

Γίνεται ιοντισμός του HCOOH, ως εξής:

mol/L	HCOOH	+	H ₂ O	⇌	HCOO ⁻	+	H ₃ O ⁺
αρχικά	0,1				0,2 ω		
μεταβολή	-ψ				ψ		ψ
Ισορροπία	0,1-ψ				0,2 ω + ψ		ψ

Αφού ισχύουν οι προσεγγίσεις στο ρυθμιστικό διάλυμα, ισχύει και η σχέση Henderson-Hasselbach:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{c_{\beta}}{c_{\alpha\xi}} \Rightarrow 3 = 4 + \log \frac{c_{\beta}}{c_{\alpha\xi}} \Rightarrow \log \frac{c_{\beta}}{c_{\alpha\xi}} = -1$$

ΕΠΑΝΑΛΗΠΤΙΚΑ ΘΕΜΑΤΑ 2017

E_3.Xλ3Θ(α)

$$\Rightarrow \log \frac{c_{\beta}}{c_{\alpha\zeta}} = \log 10^{-1} \Rightarrow \frac{c_{\beta}}{c_{\alpha\zeta}} = \frac{1}{10}$$

$$\Rightarrow c_{\alpha\zeta} = 10 c_{\beta} \Rightarrow 0,4 = 0,2\omega \Rightarrow \omega = 0,2 \text{ mol/L}$$

- Δ3. β) Στο ρυθμιστικό διάλυμα όγκου 1L περιέχονται HCOOH 0,4 mol και HCOONa: $0,2\omega = 0,2 \cdot 0,2 = 0,04 \text{ mol}$

Έστω ότι προσθέτουμε λ mol Ca(OH)₂. Έτσι αυξάνεται η [OH⁻] και το pH αυξάνεται: $\text{pH}_{\text{τελ}} = \text{pH}_{\text{αρχ}} + 1 = 3 + 1 = 4$

Αντιδρά το Ca(OH)₂ με το HCOOH του ρυθμιστικού σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: $2\text{HCOOH} + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow (\text{HCOO})_2\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O}$

Από την αντίδραση περισσεύει το HCOOH για να έχουμε pH=4. Στις άλλες δύο περιπτώσεις όπου αντιδρούν πλήρως ή περισσεύει Ca(OH)₂, το διάλυμα περιέχει την βάση HCOO⁻ ή τις βάσεις Ca(OH)₂ και HCOO⁻ αντίστοιχα οπότε pH > 7 που απορρίπτεται, καθώς τα ιόντα Na⁺ και Ca²⁺ δεν αντιδρούν με το H₂O. Άρα είναι:

mol	2HCOOH	+	Ca(OH) ₂	→	(HCOO) ₂ Ca	+	2H ₂ O
αρχικά	0,4		λ				
μεταβολή	-2λ		-λ		λ		
τελικά	0,4-2λ		0		λ		

Το διάλυμα που προκύπτει έχει όγκο 1L και pH = 4 και περιέχει τις ουσίες:

HCOOH: (0,4-2λ) mol και συγκέντρωση (0,4-2λ) mol/L

(HCOO)₂Ca: λ mol και συγκέντρωση λ mol/L

HCOONa: 0,04 mol και συγκέντρωση 0,04 mol/L

Οι ουσίες (HCOO)₂Ca και HCOONa δίστανται ως εξής:

mol/L	HCOONa	→	HCOO ⁻	+	Na ⁺
τελικά	0		0,04		0,04

mol/L	(HCOO) ₂ Ca	→	2HCOO ⁻	+	Ca ²⁺
τελικά	0		2λ		λ

Γίνεται ιοντισμός του HCOOH, ως εξής:

mol	HCOOH	+	H ₂ O	⇌	HCOO ⁻	+	H ₃ O ⁺
αρχικά	0,4-2λ				0,04+2λ		
μεταβολή	-φ				φ		φ
Ισορροπία	0,4-2λ-φ				0,04+2λ+φ		φ

Το ρυθμιστικό διάλυμα που προκύπτει έχει $c_{οξ} = (0,4-2λ) \text{ mol/L}$ και $c_{β}=(0,04+2λ) \text{ mol/L}$

Αφού ισχύουν οι προσεγγίσεις στο ρυθμιστικό διάλυμα, ισχύει και η σχέση Henderson-Hasselbach:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{c_{\beta}}{c_{οξ}} \Rightarrow 4 = 4 + \log \frac{c_{\beta}}{c_{οξ}} \Rightarrow \log \frac{c_{\beta}}{c_{οξ}} = 0 \Rightarrow \log \frac{c_{\beta}}{c_{οξ}} = \log 1$$

$$\Rightarrow c_{οξ} = c_{\beta} \Rightarrow 0,4-2λ = 0,04+2λ \Rightarrow 0,36 = 4λ \Rightarrow λ = \frac{0,36}{4} = 0,09 \text{ mol}$$

Άρα πρέπει να προσθέσουμε: $0,09 \text{ mol Ca(OH)}_2$

Δ4. Ογκομέτρηση HA από NaOH

Παρατηρούμε στην καμπύλη ογκομέτρησης ότι ο όγκος του προτύπου διαλύματος NaOH που απαιτείται για στοιχειομετρική αντίδραση (ισοδύναμο σημείο) με το HA είναι ίσος με 10 mL.

Από τη στοιχειομετρία της αντίδρασης $\text{HA} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaA} + \text{H}_2\text{O}$ φαίνεται ότι στο ισοδύναμο σημείο $n_{\text{HA}} = n_{\text{NaOH}} = n_1$

Όταν έχουν προστεθεί 5 mL προτύπου διαλύματος έχουν προστεθεί τα μισά mol NaOH σε σχέση με το ισοδύναμο σημείο, δηλαδή $n_1/2$

mol	HA	+	NaOH	→	NaA	+	H ₂ O
αρχικά	n_1		$n_1/2$				
μεταβολή	$-n_1/2$		$-n_1/2$		$n_1/2$		
τελικά	$n_1/2$		0		$n_1/2$		

Προκύπτει ρυθμιστικό διάλυμα HA-A^- με $c_{οξ} = c_{\beta} = \frac{n_1}{2V_{\tau}}$

Από τη σχέση Henderson-Hasselbach:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{c_{\beta}}{c_{οξ}} \Rightarrow \text{pH} = \text{pK}_a + \log 1 \Rightarrow \text{pH} = \text{pK}_a = 4$$

Άρα για το HA είναι: $K_a(\text{HA}) = 10^{-4}$

Ογκομέτρηση HB από NaOH

Έστω c_2 η συγκέντρωση του διαλύματος του HB που έχει όγκο 10 mL και περιέχει $n_2 \text{ mol HB}$, όπου $n_2 = 0,01c_2$

Από την καμπύλη ογκομέτρησης βλέπουμε ότι ο όγκος του προτύπου διαλύματος NaOH που απαιτείται για το ισοδύναμο σημείο είναι 20 mL.

Μέχρι το ισοδύναμο σημείο καταναλώθηκαν $n_{\pi} \text{ mol NaOH}$ που είναι:

$n_{\pi} = c_{\pi} \cdot V_{\pi} = 0,15 \cdot 0,02 = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH}$ και είναι ίσα με τα mol του HB, όπως φαίνεται και από τη χημική εξίσωση. Στο ισοδύναμο σημείο, έχουμε διάλυμα που περιέχει $3 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaB}$:

ΕΠΑΝΑΛΗΠΤΙΚΑ ΘΕΜΑΤΑ 2017

E_3.Xλ3Θ(α)

mol	HB	+	NaOH	→	NaB	+	H ₂ O
αρχικά	3·10 ⁻³		3·10 ⁻³				
μεταβολή	-3·10 ⁻³		-3·10 ⁻³		3·10 ⁻³		
τελικά	0		0		3·10 ⁻³		

Ο όγκος του διαλύματος στο ισοδύναμο σημείο είναι: V_τ = 10 + 20 = 30 mL = 0,03L

Η συγκέντρωση του NaB είναι: c_{αλ} = $\frac{n_1}{V_\tau} = \frac{3 \cdot 10^{-3}}{3 \cdot 10^{-2}} = 0,1M$

mol/L	NaB	→	B ⁻	+	Na ⁺
τελικά	0		0,1		0,1

Το Na⁺ δεν αντιδρά με το νερό, αφού προέρχεται από ισχυρή βάση.

mol/L	B ⁻	+	H ₂ O	⇌	HB	+	OH ⁻
αρχικά	0,1						
μεταβολή	-μ				μ		μ
Ισορροπία	0,1-μ				μ		μ

pH + pOH = pK_w ⇒ pOH = 14 - 9 = 5 pOH = -log[OH⁻] ⇒ [OH⁻] = 10⁻⁵ M

Άρα μ = 10⁻⁵

$$K_{b(B^-)} = \frac{[HB] \cdot [OH^-]}{[B^-]} = \frac{\mu^2}{0,1 - \mu} \approx \frac{\mu^2}{0,1} = \frac{(10^{-5})^2}{0,1} = \frac{10^{-10}}{0,1} = 10^{-9}$$

K_{a(HB)} · K_{b(B⁻)} = K_w ⇒ K_{a(HB)} = $\frac{K_w}{K_{b(B^-)}} = \frac{10^{-14}}{10^{-9}} = 10^{-5}$ Άρα K_{a(HB)} = 10⁻⁵

K_{a(HA)} > K_{a(HB)}

στην ίδια θερμοκρασία, το HA είναι ισχυρότερο από το HB.