

**ΑΣΚΗΣΗ ΑΠΟ ΤΟ 3ο ΘΕΜΑ ΤΩΝ ΓΕΝΙΚΩΝ ΕΞΕΤΑΣΕΩΝ
1^{ης} ΚΑΙ 2^{ης} ΔΕΣΜΗΣ (ΙΟΥΝΙΟΣ 1989)**
 (Ιοντισμός οξέος – Επίδραση κοινού ιόντος – Ισχύς οξέος)

Υδατικό διάλυμα όγκου 1 L σε θερμοκρασία 25⁰ C περιέχει 0,1 mol οξέος HA και 0,1 mol HB (όπου A⁻ και B⁻ μονοσθενή ανιόντα). Το pH του διαλύματος είναι ίσο με 1.

Και τα δύο οξέα (HA και HB) δεν ιοντίζονται πλήρως και η σταθερά ιοντισμού του HA στους 25⁰ C είναι ίση με 0,2.

Ζητούνται:

- i) Η συγκέντρωση των ιόντων [A⁻] και η συγκέντρωση των αδιάστατων μορίων [HA] στο διάλυμα.
- ii) Η συγκέντρωση των ιόντων [B⁻] και η συγκέντρωση των αδιάστατων μορίων [HB] στο διάλυμα.
- iii) Να αποδειχθεί ότι το HA είναι ισχυρότερο οξύ από το HB στους 25⁰ C.

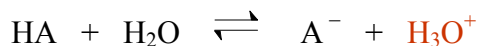
ΥΠΟΔΕΙΓΜΑΤΙΚΗ ΛΥΣΗ

- i) Υπολογίζουμε τις αρχικές συγκεντρώσεις των οξέων:

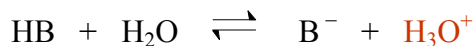
$$[\text{HA}]: C_{\text{HA}} = \frac{n_{\text{HA}}}{V} = \frac{0,1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \Leftrightarrow C_{\text{HA}} = 0,1 \text{ M}$$

$$[\text{HB}]: C_{\text{HB}} = \frac{n_{\text{HB}}}{V} = \frac{0,1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \Leftrightarrow C_{\text{HB}} = 0,1 \text{ M}$$

Τα οξέα HA και HB είναι ασθενείς ηλεκτρολύτες και ιοντίζονται. Κατασκευάζουμε πίνακα με τις ποσότητες των σωμάτων εκφρασμένες σε M:



Αρχικά:	$C_{\text{HA}} \text{ M}$	$- \text{ M}$	$- \text{ M}$
Ιοντίζονται:	$x \text{ M}$	$- \text{ M}$	$- \text{ M}$
Παράγονται:	$- \text{ M}$	$x \text{ M}$	$x \text{ M}$
Χημική Ισορροπία.:	$(C_{\text{HA}} - x) \text{ M}$	$x \text{ M}$	$x \text{ M}$



Αρχικά:	$C_{\text{HB}} \text{ M}$	$- \text{ M}$	$- \text{ M}$
Ιοντίζονται:	$y \text{ M}$	$- \text{ M}$	$- \text{ M}$
Παράγονται:	$- \text{ M}$	$y \text{ M}$	$y \text{ M}$
Χημική Ισορροπία.:	$(C_{\text{HB}} - y) \text{ M}$	$y \text{ M}$	$y \text{ M}$

Οι ολικές συγκεντρώσεις των σωματιδίων στην κατάσταση ισορροπίας είναι:

$$[\text{HA}] = (C_{\text{HA}} - x) \text{ M} \Leftrightarrow [\text{HA}] = (0,1 - x) \text{ M}$$

$$[\text{HB}] = (C_{\text{HB}} - y) \text{ M} \Leftrightarrow [\text{HB}] = (0,1 - y) \text{ M}$$

$$[\text{A}^-] = x \text{ M}$$

$$[\text{B}^-] = y \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = (x + y) \text{ M}$$

Δίνεται ότι το pH του διαλύματος είναι ίσο με 1, οπότε υπολογίζουμε τη συγκέντρωση του $[\text{H}_3\text{O}^+]$:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-1} \text{ M}$$

Η σταθερά ιοντισμού του οξέος HA στους 25°C , K_{a1} , είναι 0,2, οπότε έχουμε:

$$K_{a(\text{HA})} = 0,2 \Leftrightarrow \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = 0,2 \Leftrightarrow$$

$$\frac{(x \text{ M}) \cdot (0,1 \text{ M})}{(0,1 - x) \text{ M}} = 0,2 \Leftrightarrow$$

$$0,1x \text{ M} = 0,2(0,1 - x) \Leftrightarrow x = \frac{2}{3}10^{-1} \text{ M}$$

Οπότε έχουμε:

$$[\text{A}^-] = x \text{ M} \Leftrightarrow [\text{A}^-] = \frac{2}{3}10^{-1} \text{ M}$$

$$[\text{HA}] = (0,1 - x) \text{ M} = \left(0,1 - \frac{2}{3}10^{-1}\right) \text{ M} \Leftrightarrow [\text{HA}] = \frac{1}{3}10^{-1} \text{ M}$$

Άρα, η συγκέντρωση των ιόντων $[\text{A}^-]$ είναι $2/3 \cdot 10^{-1} \text{ M}$ και η συγκέντρωση των αδιάστατων μορίων $[\text{HA}]$ στο διάλυμα είναι $1/3 \cdot 10^{-1} \text{ M}$.

ii) Υπολογίζουμε τη συγκέντρωση των ιόντων $[\text{B}^-]$ και τη συγκέντρωση των αδιάστατων μορίων $[\text{HB}]$ στο διάλυμα:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1 \text{ M} \Leftrightarrow (x + y) \text{ M} = 0,1 \text{ M} \Leftrightarrow \left(\frac{2}{3}10^{-1} + y\right) = 0,1 \Leftrightarrow$$

$$y = \frac{1}{3}10^{-1} \text{ M}$$

$$[\text{B}^-] = y \text{ M} \Leftrightarrow [\text{B}^-] = \frac{1}{3}10^{-1} \text{ M}$$

$$[\text{HB}] = (0,1 - y) \text{ M} = \left(0,1 - \frac{1}{3}10^{-1}\right) \text{ M} \Leftrightarrow [\text{HB}] = \frac{2}{3}10^{-1} \text{ M}$$

Άρα, η συγκέντρωση των ιόντων $[B^-]$ είναι $1/3 \cdot 10^{-1} M$ και η συγκέντρωση των αδιάστατων μορίων $[HB]$ στο διάλυμα είναι $2/3 \cdot 10^{-1} M$.

iii) Υπολογίζουμε τη σταθερά ιοντισμού, K_a , του οξέος HB στους $25^0 C$, οπότε έχουμε:

$$K_{a(HB)} = \frac{[B^-][H_3O^+]}{[HB]} \Leftrightarrow$$

$$K_{a(HB)} = \frac{\left(\frac{1}{3} \cdot 10^{-1} M\right) \cdot (0,1 M)}{\left(0,1 - \frac{1}{3} \cdot 10^{-1}\right) M} \Leftrightarrow K_{a(HB)} = 0,5 \cdot 10^{-1}$$

Από τη σύγκριση των σταθερών ιοντισμού των δύο οξέων έχουμε:

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

Άρα, το HA είναι **ισχυρότερο οξύ** από το HB στους $25^0 C$.

Λύση & Επιμέλεια: ΓΕΩΡΓΙΟΥ ΑΝΔΡΟΥΛΑ

ΛΕΞΕΙΣ ΚΛΕΙΔΙΑ:

Ασθενής ηλεκτρολύτης – pH διαλύματος – Σταθερά ιοντισμού οξέος K_a – Σταθερά του γινομένου των συγκεντρώσεων των ιόντων του νερού K_w – Ιοντισμός οξέος – Επίδραση κοινού ιόντος – Ισχύς οξέος – Υποδειγματική Λύση – Βαθμός Δυσκολίας 5 – **Κεφάλαιο 3** – Γ12.03.006 – 207

Λύση & Επιμέλεια: ΓΕΩΡΓΙΟΥ ΑΝΔΡΟΥΛΑ

ΑΣΚΗΣΗ ΑΠΟ ΤΟ 3^ο ΘΕΜΑ ΤΩΝ ΓΕΝΙΚΩΝ ΕΞΕΤΑΣΕΩΝ
ΠΡΩΤΗΣ ΚΑΙ ΔΕΥΤΕΡΗΣ ΔΕΣΜΗΣ (ΙΟΥΝΙΟΣ 1985)

ΛΕΞΕΙΣ ΚΛΕΙΔΙΑ:

Ασθενής ηλεκτρολύτης – Βαθμός ιοντισμού βάσης α – Αραίωση διαλύματος – pH διαλύματος – Σταθερά ιοντισμού βάσης K_b – Σταθερά του γινομένου των συγκεντρώσεων των ιόντων του νερού K_w – Νόμος της αραίωσης του Ostwald – Ανάμιξη διαλυμάτων – Αντίδραση εξουδετέρωσης – Διάσταση άλατος – Ιοντισμός βάσης – Επίδραση κοινού ιόντος – Ρυθμιστικά διαλύματα – Εξίσωση των Henderson και Hasselbalch – Υποδειγματική Λύση – Βαθμός Δυσκολίας 5 – **Κεφάλαιο 3** – Γ12.03.001 – 207

