

ΘΕΜΑ Α

A1. γ A2. β A3. δ A4. α A5. Λ – Σ – Σ – Λ – Λ

ΘΕΜΑ Β

B1. ΣΩΣΤΟ το **ii.** $\omega=2 \quad \{ X(s) + 2 \Psi(g) \longrightarrow 2 \Omega(g) \}$

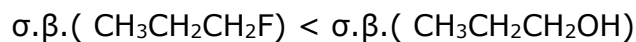
Η ενθαλπία ΔH μιας αντίδρασης είναι ίση με το ποσό θερμότητας που εκλύεται ή απορροφάται κατά την αντίδραση, εφόσον αυτή πραγματοποιείται υπό σταθερή πίεση.

Στο πείραμα που περιγράφεται, ο όγκος V του δοχείου και η θερμοκρασία T είναι σταθερά, επομένως για να παραμένει σταθερή η πίεση P ($P = \frac{n_{\text{ολ}} \cdot R \cdot T}{V}$), πρέπει να μην μεταβάλλεται το $n_{\text{ολ}}$ των αερίων κατά την αντίδραση, δηλαδή ο συντελεστής του αερίου X στο 1^ο μέλος της αντίδρασης και ο αντίστοιχος του αερίου Ω στο 2^ο μέλος να είναι ίσοι.

B2.a. Στο μόριο της αλκοόλης $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ υπάρχει δεσμός H-O, επομένως μεταξύ των μορίων της ασκούνται δεσμοί υδρογόνου. Ασκούνται, επίσης, και δυνάμεις London, λόγω παροδικών πολώσεων.

Στο μόριο του φθοριδίου $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{F}$, το άτομο F, όπως και κάθε άτομο H, είναι ενωμένο με άτομο C, οπότε μεταξύ των μορίων του φθοριδίου δεν αναπτύσσονται δεσμοί υδρογόνου. Τα μόρια του φθοριδίου είναι πολικά, επομένως έχουμε δυνάμεις διπόλου-διπόλου, καθώς και δυνάμεις London (παρόμοιας ισχύος με αυτές της αλκοόλης, αφού οι δύο ενώσεις έχουν παραπλήσιες M_r).

Επομένως, οι διαμοριακές δυνάμεις μεταξύ των μορίων της αλκοόλης (δεσμοί υδρογόνου+London) είναι ισχυρότερες από αυτές μεταξύ των μορίων του φθοριδίου (δυνάμεις διπόλου-διπόλου+London), οπότε θα ισχύει:



β. Τα μόρια του HCl είναι πολικά (διατομικά μόρια που αποτελούνται από διαφορετικά άτομα), οπότε μεταξύ τους αναπτύσσονται δυνάμεις διπόλου-διπόλου και δυνάμεις London, λόγω παροδικών πολώσεων.

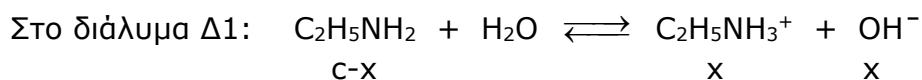
Το LiCl είναι ιοντική ένωση (Li: αλκάλιο - Cl: αλογόνο). Ο ιοντικός δεσμός είναι πολύ ισχυρός δεσμός, πολύ ισχυρότερος από τις διαμοριακές δυνάμεις κάθε είδους, γι' αυτό το $\sigma.\beta.$ του LiCl είναι πολύ υψηλότερο από το $\sigma.\beta.$ του HCl.

B3.a. Οι παράγοντες από τους οποίους εξαρτάται ο βαθμός ιοντισμού ενός οξέος είναι: η φύση του οξέος, η φύση του διαλύτη, η θερμοκρασία, η συγκέντρωση του οξέος στο διάλυμα και η παρουσία κοινού ιόντος.

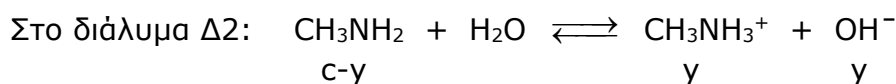
β. Η ευκολία με την οποία ένα συγκεκριμένο οξύ αποδίδει πρωτόνια, εξαρτάται και από την ισχύ της βάσης με την οποία αντιδρά. Έτσι, το CH_3COOH όταν διαλύεται στο νερό συμπεριφέρεται ως ασθενές οξύ, ενώ διαλυόμενο σε υγρή NH_3 ιοντίζεται πλήρως, επειδή η NH_3 είναι πολύ ισχυρότερη βάση από το νερό.

B4. Οι αμίνες είναι ασθενείς βάσεις: $\text{C}_2\text{H}_5\text{-NH}_2$ (στο Δ1) και $\text{CH}_3\text{-NH}_2$ (στο Δ2)
Οι υποκαταστάτες $\text{C}_2\text{H}_5\text{-}$ και $\text{CH}_3\text{-}$ που απωθούν ηλεκτρόνια, προκαλούν +I επαγωγικό φαινόμενο το οποίο προσδίδει στη βάση μεγαλύτερη ικανότητα να έλκει H^+ , οπότε η ισχύς της βάσης αυξάνεται. Το $\text{C}_2\text{H}_5\text{-}$ προκαλεί εντονότερο +I επαγωγικό φαινόμενο από το $\text{CH}_3\text{-}$, επομένως η βάση $\text{C}_2\text{H}_5\text{-NH}_2$ είναι ισχυρότερη από τη βάση $\text{CH}_3\text{-NH}_2$.

Δηλαδή, για την ίδια θερμοκρασία θ θα ισχύει: $K_b \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2 > K_b \text{CH}_3\text{NH}_2$ (1)



$$K_{b \text{ C}_2\text{H}_5\text{NH}_2} = \frac{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2]} \Rightarrow K_{b \text{ C}_2\text{H}_5\text{NH}_2} \approx \frac{x^2}{c} \Rightarrow x = \sqrt{K_{b \text{ C}_2\text{H}_5\text{NH}_2} \cdot c} \quad (2)$$



$$K_{b \text{ CH}_3\text{NH}_2} = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]} \Rightarrow K_{b \text{ CH}_3\text{NH}_2} \approx \frac{y^2}{c} \Rightarrow y = \sqrt{K_{b \text{ CH}_3\text{NH}_2} \cdot c} \quad (3)$$

Από τις (1), (2) και (3) προκύπτει $x > y$, δηλαδή: $[\text{OH}^-]_1 > [\text{OH}^-]_2 \Rightarrow \text{pOH}_1 < \text{pOH}_2 \Rightarrow \text{pH}_1 > \text{pH}_2$

B5. E1: HCOOH E2: $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ E3: $\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{CH}$ E4: $\text{HCH}=\text{O}$

ΘΕΜΑ Γ

Γ1. Ο νόμος ταχύτητας της αντίδρασης έχει τη μορφή: $u = k \cdot [\text{A}]^x \cdot [\text{B}]^y$

Αντικαθιστώντας τα αποτελέσματα των τριών πειραμάτων του πίνακα, προκύπτουν οι αλγεβρικές εξισώσεις:

$$2 \cdot 10^{-4} = k \cdot (0,01)^x \cdot (0,05)^y \quad (1)$$

$$4 \cdot 10^{-4} = k \cdot (0,02)^x \cdot (0,05)^y \quad (2)$$

$$4 \cdot 10^{-4} = k \cdot (0,02)^x \cdot (0,01)^y \quad (3)$$

Διαιρώντας κατά μέλη τις (1) και (2), προκύπτει $x=1$

Διαιρώντας κατά μέλη τις (2) και (3), προκύπτει $y=0$

Επομένως, ο νόμος ταχύτητας είναι: $u = k \cdot [\text{A}]$

Η σταθερά ταχύτητας k διπλασιάζεται για κάθε αύξηση της θερμοκρασίας κατά 10°C , επομένως, αν η αριθμητική της τιμή στους 20°C είναι $k^{20} = \lambda$, στους 30°C και στους 40°C θα είναι αντίστοιχα $k^{30} = 2\lambda$ και $k^{40} = 4\lambda$.

Η αρχική ταχύτητα της αντίδρασης σε καθένα από τα 4 πειράματα είναι:

- πείραμα (i): $u_o = k^{40} \cdot [\text{A}]_o = 4\lambda \cdot 0,1 = 0,4\lambda$

- πείραμα (ii): $u_o = k^{30} \cdot [\text{A}]_o = 2\lambda \cdot 0,2 = 0,4\lambda$

- πείραμα (iii): $u_o = k^{20} \cdot [\text{A}]_o = \lambda \cdot 0,3 = 0,3\lambda$

- πείραμα (iv): $u_o = k^{30} \cdot [\text{A}]_o = 2\lambda \cdot 0,4 = 0,8\lambda$

Επομένως, από τα 4 αυτά πειράματα τη μεγαλύτερη αρχική ταχύτητα αντίδρασης θα έχουμε στο πείραμα (iv) και τη μικρότερη στο πείραμα (iii).

Γ2.α) Στο διάλυμα ουρίας (A):

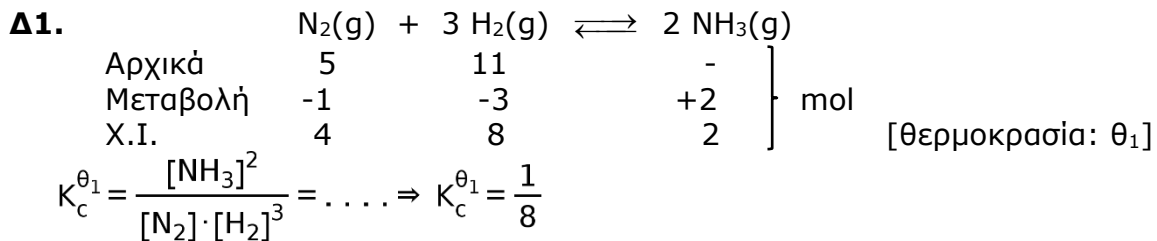
Σε 100 mL ή $V=0,1$ L διαλ/τος περιέχονται 6 g ή $n = \frac{6}{60} = 0,1$ mol ουρίας ($M_r=60$)

Επομένως, η συγκέντρωση του διαλύματος είναι $c = \frac{0,1 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 1 \text{ M}$ και η ωσμωτική του πίεση $\Pi_A = c \cdot R \cdot T = 1 \cdot RT$



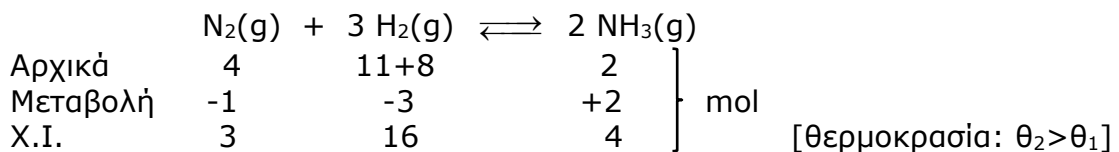
$$\text{-} \qquad \qquad \qquad \text{0,5 M} \qquad \qquad \text{1 M}$$

ΘΕΜΑ Δ



Το N_2 βρίσκεται σε περίσσεια, επομένως η απόδοση $a = a_{H_2} = \frac{3}{11}$.

Δ2. Μετά την προσθήκη των 11 mol H_2 και την αύξηση της θερμοκρασίας, η ποσότητα της NH_3 διπλασιάζεται, δηλαδή η Χ.Ι. μετατοπίστηκε προς τα δεξιά:



Οι ποσότητες των ουσιών στη νέα Χ.Ι.: $n_{N_2} = 3$ mol, $n_{H_2} = 16$ mol, $n_{NH_3} = 4$ mol

Δ3. Η τιμή της σταθεράς ισορροπίας στη νέα θερμοκρασία είναι:

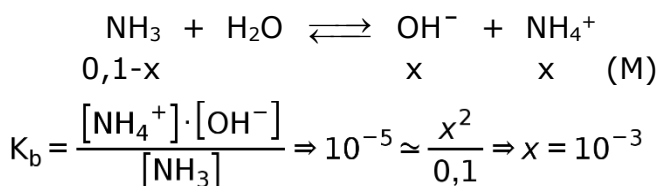
$$K_c^{\theta_2} = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} = \dots \Rightarrow K_c^{\theta_2} = \frac{1}{12}, \text{ δηλαδή } K_c^{\theta_2} < K_c^{\theta_1}$$

Παρατηρούμε ότι με την αύξηση της θ μειώνεται η τιμή της σταθεράς K_c . Αυτό σημαίνει ότι, ανεξάρτητα από κάθε άλλη μεταβολή (συγκέντρωσης, πίεσης) που μετατοπίζει τη θέση της ισορροπίας, η αύξηση της θερμοκρασίας μετατοπίζει τη θέση της Χ.Ι. προς τα αριστερά.

Η αύξηση της θ ευνοεί, σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier, την ενδόθερμη κατεύθυνση της αντίδρασης, επομένως η αντίδραση προς τα αριστερά είναι ενδόθερμη, οπότε η προς τα δεξιά αντίδραση, δηλαδή η αντίδραση σχηματισμού της NH_3 , είναι εξώθερμη.

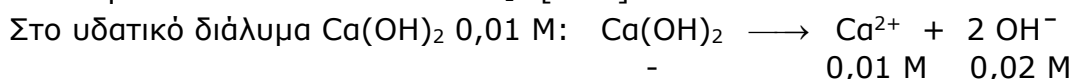
Δ4. (Y1) NH_3 $c = 0,1$ M ($K_b = 10^{-5}$)

Ο βαθμός ιοντισμού της NH_3 στο Y1 είναι $a = \sqrt{\frac{K_b}{c}} = 10^{-2}$



Δηλαδή η $[OH^-] = 10^{-3}$ M, και επειδή στους $25^\circ C$ ισχύει $[OH^-] \cdot [H_3O^+] = 10^{-14}$, η ζητούμενη συγκέντρωση είναι $[H_3O^+] = 10^{-11}$ M.

Δ5. Στο διάλυμα Y1 η $[OH^-] = 10^{-3}$ M, οπότε, αν V L είναι ο ζητούμενος όγκος, η ποσότητα των ιόντων OH^- είναι $n_1 = [OH^-] \cdot V = 10^{-3} \cdot V$ mol.



Σε όγκο $V = 5 \cdot 10^{-3}$ L του διαλύματος αυτού η ποσότητα των ιόντων OH^- είναι $n_2 = [OH^-] \cdot V = 2 \cdot 10^{-2} \cdot 5 \cdot 10^{-3} = 10^{-4}$ mol.

