

Ενδεικτική επίλυση

α) Για την ενθαλπία της αντίδρασης (1) ισχύει:

$$\Delta H = \sum \Delta H_f(\text{προϊόντων}) - \sum \Delta H_f(\text{αντιδρώντων}) \Rightarrow$$

$$\Delta H = 6 \cdot \Delta H_f(\text{H}_2\text{O}) + 2 \cdot \Delta H_f(\text{N}_2) - 4 \cdot \Delta H_f(\text{NH}_3) - 3 \cdot \Delta H_f(\text{O}_2) \Rightarrow$$

$$\Delta H = 6 \cdot (-285 \text{ kJ mol}^{-1}) + 0 - 4 \cdot (-45 \text{ kJ mol}^{-1}) - 0 \Rightarrow$$

$$\Delta H = -1710 \text{ kJ mol}^{-1} + 180 \text{ kJ mol}^{-1} \Rightarrow$$

$$\Delta H = -1530 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Επομένως η ενθαλπία της χημικής αντίδρασης (1) είναι ίση με $-1530 \text{ kJ mol}^{-1}$.

Σύμφωνα με τη στοιχειομετρία της (1):

4 mol NH₃ αποδίδουν με την καύση τους 1530 KJ

1 mol NH₃ αποδίδει με την καύση του x K J

$$\frac{4 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = \frac{1530}{x} \Rightarrow x = 382,5$$

Άρα, η ενθαλπία καύσης της αμμωνίας είναι $\Delta H_c(\text{NH}_3) = -382,5 \text{ KJ/mol}$

β)

i. Στο διάλυμα Δ1 πραγματοποιείται ιοντισμός του HCl που περιγράφεται με τη χημική εξίσωση: $\text{HCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$. Από τον πλήρη ιοντισμό του HCl προκύπτουν οξόνια, η συγκέντρωση των οποίων στο διάλυμα Δ1 είναι $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ M}$ και το pH του Δ1 θα είναι $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log(10^{-2}) \Rightarrow \text{pH} = 2$.

Άρα το pH του διαλύματος Δ1 είναι ίσο με 2.

ii. Έστω ω τα mol NH₃ που προστέθηκαν στο διάλυμα Δ1.

Τα mol HCl στο διάλυμα Δ1 είναι:

$$c = \frac{n}{V} \Rightarrow n = c \cdot V \Rightarrow n = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 2 \text{ L} \Rightarrow n = 0,02 \text{ mol HCl}$$

Αφού στο διάλυμα Δ2 η NH₃ εισάγεται σε περίσσεια, ισχύει ότι $\omega > 0,02 \text{ mol}$.

Με την προσθήκη της NH₃ θα πραγματοποιηθεί χημική αντίδραση και οι ποσότητες των διαφόρων συστατικών μεταβάλλονται σύμφωνα με τη στοιχειομετρία της αντίδρασης όπως φαίνεται στον παρακάτω πίνακα.

mol	NH ₃ (aq) + HCl(aq) → NH ₄ Cl(aq)		
αρχικά	ω	0,02	
αντιδρούν	0,02	0,02	
παράγονται			0,02
τελικά	ω - 0,02	0	0,02

Το NH₄Cl δίσταται: NH₄Cl → NH₄⁺ + Cl⁻. Το ανιόν Cl⁻ δεν αντιδρά με το νερό.

Το διάλυμα Δ2 θα είναι ρυθμιστικό αφού περιέχει το συζυγές ζεύγος NH₃ - NH₄⁺.

Για τη σταθερά ιοντισμού του NH₄⁺ ισχύει:

$$K_{a_{\text{NH}_4^+}} \cdot K_{b_{\text{NH}_3}} = K_w \Rightarrow K_{a_{\text{NH}_4^+}} = \frac{K_w}{K_{b_{\text{NH}_3}}} \Rightarrow K_{a_{\text{NH}_4^+}} = \frac{10^{-14} \text{ M}^2}{2 \cdot 10^{-5} \text{ M}} \Rightarrow K_{a_{\text{NH}_4^+}} = 5 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

Για το ρυθμιστικό διάλυμα θα ισχύει η εξίσωση Henderson- Hasselbalch.

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{c_{\text{NH}_3}}{c_{\text{NH}_4\text{Cl}}} = -\log(5 \cdot 10^{-10}) + \log \frac{\frac{(\omega - 0,02) \text{ mol}}{2 \text{ L}}}{\frac{0,02 \text{ mol}}{2 \text{ L}}} \Rightarrow$$

$$10 = -\log 5 + 10 + \log \frac{\omega - 0,02}{0,02} \Rightarrow \log 5 = \log \frac{\omega - 0,02}{0,02} \Rightarrow$$

$$\omega - 0,02 = 0,02 \cdot 5 \Rightarrow \omega = 0,12$$

Άρα θα πρέπει να προστεθούν 0,12 mol NH₃.

γ) Αφού $K_{b(\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2)} > K_{b(\text{NH}_3)}$, η αιθυλαμίνη είναι ισχυρότερη βάση από την αμμωνία.

Υποκαταστάτες με εντονότερο + I επαγωγικό φαινόμενο αυξάνουν την ισχύ των βάσεων.

Επομένως ο υποκαταστάτης CH₃CH₂- θα ασκεί εντονότερο επαγωγικό φαινόμενο από το H-.