

Ενδεικτική επίλυση

α)

i) Από το νόμο της ταχύτητας, για την αρχική ταχύτητα της αντίδρασης έχουμε:

$$v_1 = k \cdot [\text{H}_2][\text{I}_2] \Rightarrow k = \frac{v_1}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} \Rightarrow k = \frac{10 \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{min}}}{0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \Rightarrow k = 10 \frac{\text{L}}{\text{mol} \cdot \text{min}}$$

ii) Από την στοιχειομετρία της αντίδρασης έχουμε τον πίνακα

mol	$\text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{I}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{HI}(\text{g})$
αρχικά	0,5		0,5		
αντιδρούν	x		x		
παράγονται					2x
χημική ισορροπία	0,5 - x		0,5 - x		2x

Εφαρμόζοντας τον νόμο της ταχύτητας στη χημική ισορροπία προκύπτει:

$$v_2 = k \cdot [\text{H}_2]_1[\text{I}_2]_1 \Rightarrow 0,4 \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{min}} = 10 \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{min}} \cdot \left(\frac{0,5 - x}{0,5}\right)^2 \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2} \Rightarrow x = 0,4$$

Άρα οι ποσότητες των ουσιών στην χημική ισορροπία είναι:

$\text{H}_2(\text{g})$: 0,1 mol, $\text{I}_2(\text{g})$: 0,1 mol και $\text{HI}(\text{g})$: 0,8 mol

iii) Η σταθερά χημικής ισορροπίας της αντίδρασης θα είναι:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]_1^2}{[\text{H}_2]_1[\text{I}_2]_1} = \frac{\left(\frac{0,8 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}}\right)^2}{\frac{0,1 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} \cdot \frac{0,1 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}}} = 64$$

β) Έστω c η συγκέντρωση του HI στο διάλυμα Δ1, V ο όγκος του διαλύματος (V=1 L) και n = 0,1 mol η ποσότητα HI που περιέχεται στο διάλυμα. Η συγκέντρωση είναι:

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

Το HI στο διάλυμα Δ1 ιοντίζεται πλήρως: $\text{HI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}^- + \text{H}_3\text{O}^+$, οπότε παράγονται H_3O^+ των οποίων η συγκέντρωση είναι 0,1 M επομένως το διάλυμα έχει $\text{pH} = -\log 0,1 = 1$.

γ) Τα mol της NH_3 που προστέθηκαν είναι:

$$n' = \frac{V'}{V_m} = \frac{2,24}{22,4} \text{ mol} = 0,1 \text{ mol}$$

Η NH_3 και το HI αντιδρούν μεταξύ τους και έχουμε:

mol	NH ₃	+ HI	→	NH ₄ I
αρχικά	0,1			0,1
αντιδρούν	0,1			0,1
παράγονται				0,1
τελικά	-			-

Η συγκέντρωση του NH₄I στο τελικό διάλυμα Δ2 (όγκου 1 L) είναι:

$$c_{NH_4I} = \frac{0,1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,1 \text{ M}$$

Το NH₄I διίσταται πλήρως: $NH_4I \xrightarrow{H_2O} NH_4^+ + I^-$.

Το I⁻ δεν αντιδρά με το νερό και $c_{NH_4^+} = 0,1 \text{ M}$

Το NH₄⁺ ιοντίζεται οπότε έχουμε τον παρακάτω πίνακα μεταβολών των συγκεντρώσεων:

M	NH ₄ ⁺	+ H ₂ O	⇌	NH ₃	+ H ₃ O ⁺
αρχικά	0,1				
αντιδρούν	y				
παράγονται				y	y
χημική ισορροπία	0,1 - y ≈ 0,1			y	y

Για τον υπολογισμό της K_a της παραπάνω χημικής ισορροπίας έχουμε:

$$K_w = K_{NH_4^+} \cdot K_{NH_3} \Rightarrow K_{NH_4^+} = \frac{K_w}{K_{NH_3}} \Rightarrow K_{NH_4^+} = \frac{10^{-14} \text{ M}^2}{10^{-5} \text{ M}} \Rightarrow K_{NH_4^+} = 10^{-9} \text{ M}$$

Από τη σχέση της σταθεράς ιοντικής ισορροπίας προσδιορίζεται το x.

$$K_a = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} \Rightarrow 10^{-9} \text{ M} = \frac{y \cdot y}{0,1} \text{ M} \Rightarrow y = 10^{-5}$$

Στο διάλυμα Δ2: $y = 10^{-5}$ οπότε $[H_3O^+] = 10^{-5} \text{ M}$

Άρα το pH του διαλύματος είναι: $pH = -\log 10^{-5} = 5$.