দুর্বল একক্ষারীয় অ্যাসিডের জলীয় দ্রবণের pH নির্ণয়ঃ-

$$HA(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + A^-(aq)$$

$$HA(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + A^-(aq)$$

Initial concentration :	c	0	0
Equilibrium concentration :	$(1-\alpha)\cdot c$	$c\alpha$	$c\alpha$

$$\therefore K = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA][H_2O]}$$

বা $K \times [H_2O] = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$

বা, $K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$

$$\therefore K_a = \frac{c\alpha \times c\alpha}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

For weak acid,

$\therefore (1-\alpha) \approx 1$ $[\because \alpha <<< 1]$

$$\therefore K_a = c\alpha^2$$

বা $\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}}$

$\therefore$ [H] $[H_3O^+] = c \times \sqrt{\frac{K_a}{c}}$

$$= \sqrt{K_a \cdot c}$$

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

$$= -\log(K_a \cdot c)^{1/2}$$

$$= -\frac{1}{2}\log(K_a \cdot c)$$

$$= -\frac{1}{2}\log K_a - \frac{1}{2}\log c$$

or, $$\boxed{pH = \frac{1}{2}pK_a - \frac{1}{2}\log c}$$ $\left[\because -\log K_a = pK_a\right]$ $\left(-\log H^+ = pH\right)$

মৃদু এক অম্লিক দ্রাবকের প্রশমিত দ্রবণ + pH নির্ণয়:

$$B(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons BH^+(aq) + OH^-(aq)$$

Initial Concentration:	c	0	0
Equilibrium Concentration:	$c(1-\alpha)$	$c\alpha$	$c\alpha$

$$\therefore K = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B][H_2O]}$$

$$\Rightarrow K \times [H_2O] = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

$$\Rightarrow K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

$$\therefore K_b = \frac{c\alpha \times c\alpha}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$

For weak base,

$$\alpha <<< 1 \quad \therefore 1-\alpha \simeq 1$$

$\therefore K_b = c\alpha^2$

বা $\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{c}}$

$\therefore [OH^-] = c \times \sqrt{\frac{K_b}{c}} = \sqrt{K_b \cdot c}$

$\therefore p^{OH} = -\log [OH^-]$

$= -\log (K_b \cdot c)^{1/2}$

$= -\frac{1}{2} \log (K_b \cdot c)$

$= -\frac{1}{2} \log K_b - \frac{1}{2} \log c$

$= \frac{1}{2} pK_b - \frac{1}{2} \log c$

$\therefore pOH = \frac{1}{2} pK_b - \frac{1}{2} \log c$

$\therefore pH = 14 - \left(\frac{1}{2} pK_b + \frac{1}{2} \log c\right)$

$$\boxed{pH = 14 - \frac{1}{2} pK_b + \frac{1}{2} \log c}$$

---

1) 0.1 (N) acetic acid দ্রবণের pH নির্ণয় কর, দেয়া আছে acetic acid এর $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$

$pH = -\log [H^+] = -\log (0.1) = -(\log 1 + \log 10^{-1})$

$= 1.$

$pH = \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} \log c$

$= -\frac{1}{2} \log K_a - \frac{1}{2} \log c \quad [\because -\log \log K_a = pK_a]$

$= -\frac{1}{2} \log (1.8 \times 10^{-5}) - \frac{1}{2} \log (0.1)$

$= \left(\frac{1}{2} \times 4.745\right) - \frac{1}{2} \times (-1)$

$= 2.372 + \frac{1}{2}$

$= 2.375 + 0.5$

$= 2.875$ (Ans:)

2) অ্যামোনিয়া ক্ষারীয় দ্রবণের সম্পূর্ণ 3 (M) হলে উক্ত দ্রবণের pH কত? [দেওয়া আছে, NH_3 এর $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$]

⇒ $pH = 14 - \frac{1}{2} pK_b + \frac{1}{2} \log c$

$= 14 + \frac{1}{2} \log K_b + \frac{1}{2} \log c$

$= 14 + \frac{1}{2} \log (1.8 \times 10^{-5}) + \frac{1}{2} \log (3)$

$= 14 - \left(\frac{1}{2} \times 4.745\right) + \left(\frac{1}{2} \times 0.477\right)$

$= 14 - 2.372 + 0.238$

$= 14 - 2.134$

$= 11.866$ (Ans:)

3) তাই ইথাইল অ্যামিনের 0.05 (M) দ্রবণের pH = 12, উক্ত ক্ষারের আয়নন ধ্রুবক (K_b) এবং ঐ আয়নন মাত্রা নির্ণয় কর।

⇒ আমরা পাই,

$pH = 14 - \frac{1}{2} pK_b + \frac{1}{2} \log c$

বা, $-\frac{1}{2} \log K_b = 14 + \frac{1}{2} \log c - pH$

বা, $-\frac{1}{2} \log K_b = 14 + \frac{1}{2} \log (0.05) - pH$

$$\text{বা, } -\frac{1}{2}\log K_b = 14 + \frac{1}{2} \times (-1.3) - 12$$

$$\text{বা, } -\frac{1}{2}\log K_b = 2 - 0.65 = 1.35$$

$$\text{বা, } -\log K_b = -2.7$$

$$\log_{10} K_b = -2.7$$

$$\therefore K_b = 10^{-2.7}$$

$$= 2 \times 10^{-3} \quad \text{(Ans:)}$$

$$\therefore \alpha = \sqrt{K_b / c}$$

$$= \sqrt{(2 \times 10^{-3}) \div 0.05}$$

$$= 0.2 \quad \text{(Ans:)}$$