इकाई – 9

अध्याय – 9

अम्ल व क्षार

(Acid and Base)

अम्ल व क्षार को समझाने के लिये कई परिभाषाएँ समय–समय पर प्रस्तावित की गई। उनमें से प्रमुख निम्नलिखित हैं–

I. **आरेनियस अवधारणा** – आरेनियस प्रथम वैज्ञानिक थे जिन्होंने अम्ल व क्षार को परिभाषित किया। उनके द्वारा दी गई अवधारणा को जल आयन प्रणाली भी कहते हैं। इसके अनुसार अम्ल वे हैं जो जलीय विलयन में H^+ आयन देते हैं।

$$\underset{\text{अम्ल}}{HA} \quad \overset{\text{जल}}{} \quad H^+ + A^-$$

उदाहरण : (i) $HCl \quad \overset{\text{जल}}{} \quad H^+ + Cl^-$

(ii) $H_2SO_4 \quad \overset{\text{जल}}{} \quad 2H^+ + SO_4^{2-}$

वे पदार्थ जो जलीय विलयन में हाइड्रॉक्सिल आयन $\left(OH^-\right)$ देते हैं उन्हें क्षार कहा जाता है।

$$\underset{\text{क्षार}}{BOH} \quad \overset{\text{जल}}{} \quad B^+ + OH^-$$

उदाहरण : (i) $NaOH \quad \overset{\text{जल}}{} \quad Na^+ + OH^-$

(ii) $KOH \qquad K^+ + OH^-$

II. **ब्रॉन्स्टेड–लॉरी अवधारणा** – वे पदार्थ जो प्रोटॉन देते हैं अम्ल कहलाते हैं।

$$\underset{\text{अम्ल}}{HA} \qquad \underset{\text{प्रोटॉन}}{H^+} \quad + \quad \underset{\text{क्षार}}{A^-}$$

वे पदार्थ जो प्रोटॉन ग्रहण करते हैं क्षार कहलाते हैं।

$$\underset{\text{क्षार}}{A^-} + \underset{\text{प्रोटॉन}}{H^+} \qquad \underset{\text{अम्ल}}{HA}$$

इस प्रकार अम्ल के प्रोटॉन देने से क्षार प्राप्त होता है। इसे संयुग्मी क्षार कहते हैं तथा क्षार के प्रोटॉन ग्रहण करने से अम्ल प्राप्त होता है जिसे संयुग्मी अम्ल कहते हैं। इन्हें संयुग्मी अम्ल क्षार युग्म भी कहा जाता है।

उदाहरण : $\underset{\text{अम्ल}}{HCl} \qquad \underset{\text{संयुग्मी क्षार}}{H^+ + Cl^-}$

इस अवधारणा से यह विदित होता है कि अम्ल व क्षार क्रिया करके क्रमशः क्षार व अम्ल बनाते हैं।

$$\underset{\text{अम्ल}}{HCl} + \underset{\text{क्षार}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{अम्ल}}{H_3O^+} + \underset{\text{क्षार}}{Cl^-}$$

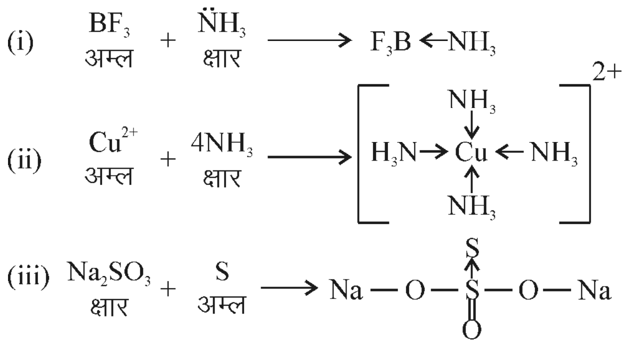
संयुग्मी अम्ल–क्षार युग्म

एक प्रबल अम्ल का संयुग्मी क्षार दुर्बल होता है तथा दुर्बल अम्ल का संयुग्मी क्षार प्रबल होता है। इसी प्रकार प्रबल क्षार का संयुग्मी अम्ल दुर्बल तथा दुर्बल क्षार का संयुग्मी अम्ल प्रबल होता है। ब्रॉन्स्टेड लॉरी सिद्धान्त के द्वारा जलीय व अजलीय विलायकों में पदार्थों के अम्लीय व क्षारीय व्यवहार को समझाया जा सकता है।

III. **लुईस की अम्ल–क्षार अवधारणा** – सन् 1923 में जी.एन. लुईस (G.N. Lewis) ने अम्ल व क्षार के लिये नई अवधारणा प्रस्तुत की। इसके अनुसार अम्ल वे पदार्थ है जो इलेक्ट्रॉन युग्म ग्रहण करते है अर्थात् इलेक्ट्रॉन युग्म ग्राही होते हैं। क्षार वे पदार्थ हैं जो इलेक्ट्रॉन युग्म दान करते हैं अर्थात् क्षार इलेक्ट्रॉन युग्म दाता है।

$$\underset{\text{लुईस अम्ल}}{A} \quad + \quad \underset{\text{लुईस क्षार}}{:B} \quad \longrightarrow \quad A \leftarrow B$$

लुईस अम्ल – इलेक्ट्रॉन न्यून यौगिक जैसे $BeCl_2, BF_3$, BCl_3 आदि तथा ऐसे अणु जिनके केन्द्रीय परमाणु में रिक्त कक्षक उपलब्ध हो जैसे SiX_4, PX_3, SF_4, GeX_4 आदि तथा बहुआबन्ध युक्त अणु जैसे CO_2, SO_3, NO_2, SO_2 आदि लुईस अम्ल की भांति कार्य करते हैं।



लुईस क्षार – वे अणु या आयन जिनमें एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म होता है वे लुईस क्षार की तरह कार्य करते हैं। उदासीन अणु जिनके पास एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म होता है, के उदाहरण हैं:–

$\ddot{N}H_3$, $R\ddot{N}H_2$, $R_3\ddot{N}$, $C_2H_5\ddot{N}$, $R-\ddot{O}-H$, $H_2\ddot{O}$,

$R-\ddot{O}-R$, आदि। इसी प्रकार ऋणायन जैसे कि $F^-, Cl^-, OH^-, CN^-, SCN^-\ RO^-$ आदि जिनमें एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म होता है लुईस क्षार की तरह कार्य करते हैं।

अम्ल–क्षार वियोजन

अम्ल वियोजन – जब किसी दुर्बल अम्ल को जल में विलेय किया जाता है तो यह H^+ तथा A^- में वियोजित हो जाता है। वियोजन के पश्चात् प्राप्त आयनों व अवियोजित अम्ल के मध्य साम्य स्थापित हो जाता है।

$$HA \quad H^+ + A^-$$

द्रव्य अनुपाती क्रिया के नियमानुसार,

$$K = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

यहाँ साम्यावस्था स्थिरांक K को वियोजन स्थिरांक कहते हैं तथा अम्ल के वियोजन के लिये इसे K_a से व्यक्त करते हैं।

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

दुर्बल अम्ल वियोजन स्थिरांक को सांद्रता पदों में व्यक्त करना –

	HA	H^+	+	A^-
प्रारम्भ में,	1 (मोल)	0		0
साम्यावस्था पर,	$1-\alpha$	α		α
यदि प्रारंभिक सांद्रता 'C' हो तो साम्य सांद्रता	$C\ (1-\alpha)$	$C\alpha$		$C\alpha$

α= वियोजन की मात्रा

C= सान्द्रता

$$\text{साम्यावस्था स्थिरांक} = \frac{\text{उत्पाद की सान्द्रता पदों का गुणनफल (साम्यावस्था पर)}}{\text{अभिकारकों की सान्द्रता पदों का गुणनफल (साम्यावस्था पर)}}$$

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

$$= \frac{C\alpha \times C\alpha}{C(1-\alpha)}$$

$$= \frac{C^2\alpha^2}{C(1-\alpha)}$$

$$= \frac{C\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

दुर्बल अम्लों के लिये α का मान एक से बहुत कम होता है अतः $1-\alpha \cong$ ।

$$K_a = C\ \alpha^2$$

$$\alpha^2 = \frac{K_a}{C}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}}$$

साम्यावस्था पर हाइड्रोजन आयनों की सांद्रता $[H^+] = C\alpha =$

$$C\sqrt{\frac{K_a}{C}} = \sqrt{K_a \times C}$$

इस प्रकार एक दुर्बल अम्ल की हाइड्रोजन आयन सान्द्रता उसके वियोजन स्थिरांक के वर्गमूल के समानुपाती होती है।

दुर्बल अम्लों की आपेक्षिक सामर्थ्य – यदि दो अम्ल HA_1 व HA_2 के किसी समान सान्द्रता पर वियोजन स्थिरांक क्रमशः K_{a_1} व K_{a_2} है तथा वियोजन की मात्रा क्रमशः α_1 व α_2 है तो,

$$\alpha_1 = \sqrt{\frac{K_{a_1}}{C}} \quad \text{तथा} \quad \alpha_2 = \sqrt{\frac{K_{a_2}}{C}}$$

$$\therefore \quad \frac{\alpha_1}{\alpha_2} = \sqrt{\frac{K_{a_1}}{K_{a_2}}}$$

क्षार का वियोजन – जब एक दुर्बल क्षार BOH आयनों में विभाजित होता है तो वियोजन के पश्चात् प्राप्त आयन तथा अवियोजित क्षार के मध्य साम्य स्थापित हो जाता है।

$$BOH \quad B^+ + OH^-$$

द्रव्य अनुपाती क्रिया नियम के अनुसार,

$$K = \frac{[B^+][OH^-]}{[BOH]}$$

यहां साम्यावस्था स्थिरांक K को क्षार का वियोजन स्थिरांक K_b कहते हैं।

$$K_b = \frac{[B^+][\overline{O}H]}{[BOH]}$$

दुर्बल क्षार के वियोजन स्थिरांक को सान्द्रता पदों में व्यक्त करना –

	BOH	B^+ +	$\overline{O}H$
प्रारम्भ मोल	1	0	0
साम्य पर	1–α	α	α
यदि प्रारंभिक सांद्रता 'C' हो तो			
साम्य सांद्रता	C (1–α)	Cα	Cα

α= वियोजन की मात्रा, C= मोलर सान्द्रता

$$\text{साम्यावस्था स्थिरांक} = \frac{\text{उत्पाद की सान्द्रताओं का गुणनफल (साम्यावस्था पर)}}{\text{अभिकारकों की सान्द्रता का गुणनफल (साम्यावस्था पर)}}$$

$$= \frac{[B^+][OH^-]}{[BOH]}$$

$$= \frac{C\alpha \times C\alpha}{C(1-\alpha)}$$

$$K_b = \frac{C^2\alpha^2}{C(1-\alpha)}$$

$$K_b = \frac{C\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

दुर्बल क्षार के लिए किसी सांद्रता पर वियोजन की मात्रा α <<। अतः

$$K_b = C\alpha^2$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{C}}$$

हाइड्रॉक्सिल आयनों की सांद्रता $[OH^-] = C\alpha$

$$= C\sqrt{\frac{K_b}{C}} = \sqrt{K_b \times C}$$

दुर्बल क्षारों की आपेक्षिक सामर्थ्य : यदि किसी सांद्रता पर दो दुर्बल क्षारों के वियोजन स्थिरांक क्रमशः K_{b_1} व K_{b_2} हो तथा वियोजन की मात्रा α_1 व α_2 हो तो, $\alpha_1 = \sqrt{\frac{K_{b_1}}{C}}$, $\alpha_2 = \sqrt{\frac{K_{b_2}}{C}}$

$$\frac{\alpha_1}{\alpha_2} = \sqrt{\frac{K_{b_1}}{K_{b_2}}}$$

वियोजन की मात्रा α क्षार द्वारा OH^- देने की प्रवृत्ति का माप है अतः

$$\frac{\text{क्षार } (BOH)_1 \text{ सामर्थ्य}}{\text{क्षार } (BOH)_2 \text{ सामर्थ्य}} = \sqrt{\frac{K_{b_1}}{K_{b_2}}}$$

K_a तथा K_b के ऋणात्मक लघुगुणक को pK_a तथा pK_b कहते हैं।

$$pK_a = -\log K_a$$
$$pK_b = -\log K_b$$

K_a या K_b का मान अधिक हो तो क्रमशः pK_a व pK_b का मान कम होगा। इसका विलोम भी सत्य है।

जल का आयनिक गुणनफल

जल एक दुर्बल विद्युत अपघट्य है। यह बहुत कम मात्रा में आयनित होता है। इसका विभाजन निम्नानुसार होता है–

$$H_2O \quad H^+ + OH^-$$

द्रव्य अनुपाती क्रिया नियम के अनुसार,

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

या, $K[H_2O] = [H^+][OH^-]$

चूँकि जल का आयनन अल्प मात्रा में होता है अतः जल की सांद्रता के पद $[H_2O]$ को नियत माना जा सकता है। $K[H_2O]$ पद इसलिए एक नियतांक होगा। इसे एक अन्य स्थिरांक K_w से व्यक्त किया जाता है जिसे जल का आयनिक गुणनफल कहते हैं।

$$K_w = \left[H^+\right]\left[OH^-\right]$$

अर्थात् एक निश्चित तापक्रम पर जल में $\left[H^+\right]$ एवं $\left[OH^-\right]$ आयनों की सांद्रताओं के गुणनफल को जल का आयनिक गुणनफल कहते हैं। K_w का मान तापमान पर निर्भर करता है। तापक्रम बढ़ने पर K_w का मान की बढ़ता है। क्योंकि तापमान में वृद्धि से $\left[H^+\right]$ तथा $\left[OH^-\right]$ सांद्रताओं में वृद्धि होती है। 25°C पर अति शुद्ध जल की विद्युत चालकता के मापन के अनुसार,

$[H^+] = 1 \times 10^{-7}$ मोल/लीटर

$\left[OH^-\right] = 1 \times 10^{-7}$ मोल/लीटर

$$Kw = \left[H^+\right]\left[O\overline{H}\right]$$
$$= (1\times10^{-7})\ (1\times10^{-7}) = 10^{-14}$$

इस प्रकार 25°C पर जल के आयनिक गुणनफल का मान 1×10^{-14} होता है। K_w के ऋणात्मक लॉगेरिथम को pK_w से व्यक्त किया जाता है।

$$pK_w = -\log_{10} K_w$$

25°C पर, $pK_w = -\log_{10} K_w = -\log_{10}[1\times10^{-14}]$

यदि जलीय विलयन में हाइड्रोजन आयन की सांद्रता 10^{-7} मोल/लीटर से अधिक हो जाती है (अर्थात् यदि जल में अम्ल मिलाया जाय) तो क्योंकि जल का आयनिक गुणनफल नियत 1×10^{-14} रहना चाहिए अतः $\left[OH^-\right]$ की सांद्रता 10^{-7} मोल/लीटर से कम होगी। इस प्रकार का विलयन अम्लीय होगा। इसके विपरीत यदि जल में $\left[OH^-\right]$ की सांद्रता 10^{-7} मोल/लीटर से अधिक हो जाय तो (अर्थात् यदि जल में क्षार मिलाया जाय) जल का आयनिक गुणनफल नियत 1×10^{-14} रखने के लिए H^+ आयनों की सांद्रता 10^{-7} मोल/लीटर से कम होगी और ऐसा विलयन क्षारीय होगा।

pH स्केल

ऊपर की गई विवेचना से स्पष्ट होता है कि किसी विलयन की अम्लीय, क्षारीय या उदासीन प्रकृति को $[H^+]$ तथा $\left[OH^-\right]$ आयन के सांद्रता के रूप में व्यक्त किया जा सकता है।

सन् 1909 में सोरेन्सन नामक वैज्ञानिक ने सर्वप्रथम pH मान की अवधारणा दी। p का अर्थ है phorenz (या power) तथा H का अर्थ H^+ आयनों की सांद्रता से है।

हाइड्रोजन आयन सांद्रता के ऋणात्मक लघुगुणक को pH कहते हैं।

$$pH = -\log_{10}[H^+]$$

$$pH = \frac{1}{\log_{10}[H^+]}$$

$$[H^+] = 10^{-pH}$$

शुद्ध जल में $\left[OH^+\right]$ आयनों की सांद्रता 10^{-7} होती है अतः pH का मान 7 होता है।

इसी प्रकार हाइड्रॉक्सिन आयन की सांद्रता के ऋणात्मक लघुगुणक को p^{OH} से व्यक्त करते हैं।

$$p^{OH} = -\log_{10}\left[OH^-\right]$$

$$p^{OH} = \frac{1}{\log_{10}\left[OH^-\right]}$$

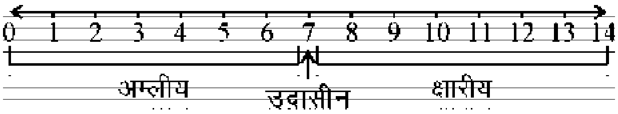
$$\left[OH^-\right] = 10^{-p^{OH}}$$

pH मानों के आधार पर जिसमें pH के मान 0 से 14 तक परिवर्तित होते हैं एक स्केल बनाया गया। जिसे pH स्केल कहते हैं।

एक अम्लीय विलयन के लिए : $pH \rightarrow 7$ से कम
$p^{OH} \rightarrow 7$ से अधिक

एक क्षारीय विलयन के लिए : $pH \rightarrow 7$ से अधिक
$p^{OH} \rightarrow 7$ से कम

उदासीन विलयन के लिए : pH तथा $p^{OH} = 7$



pH, p^{OH} तथा $p^{K}w$ में सम्बन्ध : जल का आयनिक गुणनफल

$$K_W = \left[H^+\right]\left[\overline{O}H\right]$$

दोनों ओर लघुगुणक लेने पर,

$$\log K_w = \log\left[H^+\right] + \log\left[OH^-\right]$$

$$-\log K_W = -\log\left[H^+\right] + \log\left[OH^-\right]$$

$$p^{K}w = pH + p^{OH}$$

25°C पर, $14 = pH + p^{OH}$

या $pH + p^{OH} = 14$

लवणों का जल अपघटन

परिभाषा – वह प्रक्रम जिसमें एक लवण जल से अभिक्रिया करके अम्ल व क्षार बनता है, लवण का जल अपघटन कहलाता है। उदासीनीकरण अभिक्रिया में अम्ल व क्षार क्रिया करके लवण व जल बनाते हैं। अतः लवण का जल अपघटन, उदासीनीकरण अभिक्रिया की विपरीत अभिक्रिया है। अन्य शब्दों में लवण का जल अपघटन वह अभिक्रिया है जिसमें लवण के धनायन तथा ऋणायन जल से क्रिया करके हाइड्रोजन आयन सांद्रता में परिवर्तन लाते हैं।

$$\underset{\text{लवण}}{BA} + \underset{\text{जल}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{अम्ल}}{HA} + \underset{\text{क्षार}}{BOH}$$

$$B^+ + H_2O \rightleftharpoons BOH + H^+$$

$$A^- + H_2O \rightleftharpoons HA + OH^-$$

लवण के जल अपघटन से प्राप्त अम्ल यदि प्रबल है तो वह पूर्ण आयनित होगा व H^+ आयनों की सांद्रता अधिक होगी। ऐसा लवण अम्लीय लवण कहलाएगा। इसके विपरीत यदि लवण के जल अपघटन से प्राप्त अम्ल व क्षार में से क्षार अधिक प्रबल है तो OH^- आयनों की सांद्रता अधिक होगी व ऐसा लवण क्षारीय लवण कहलाएगा। यदि लवण के जल अपघटन से प्राप्त अम्ल व क्षार समान सामर्थ्य के हैं तो H^+ व OH^- आयनों की सांद्रता समान होगी व ऐसा लवण उदासीन लवण कहलाएगा। अर्थात्

$$[H^+] > [OH^-] \longrightarrow \text{लवण अम्लीय}$$

$$[H^+] < [OH^-] \longrightarrow \text{लवण क्षारीय}$$

$$[H^+] = [OH^-] \longrightarrow \text{लवण उदासीन}$$

इस आधार पर लवण चार प्रकार के होते हैं –

1. प्रबल अम्ल व प्रबल क्षार का लवण
2. प्रबल अम्ल व दुर्बल क्षार का लवण
3. दुर्बल अम्ल व प्रबल क्षार का लवण
4. दुर्बल अम्ल व दुर्बल क्षार का लवण

I. प्रबल अम्ल व प्रबल क्षार के लवण का जल अपघटन

प्रबल अम्ल व प्रबल क्षार से बने लवण का जल अपघटन करने पर प्रबल अम्ल व प्रबल क्षार प्राप्त होते हैं। वे पूर्णतः वियोजित होते हैं अतः विलयन में H^+ व OH^- आयनों की सांद्रताएं लगभग बराबर होती है। इस कारण इस प्रकार के लवणों के जलीय विलयन उदासीन होते हैं। अन्य शब्दों में इस प्रकार के लवणों के जल अपघटन से H^+ या OH^- आयनों की सांद्रता जल अपघटन से H^+ या OH^- आयनों की सांद्रता में परिवर्तन नहीं आता है और हम यह कह सकते हैं कि ये लवण जल अपघटित नहीं होते हैं। उदाहरण : NaCl, KCl, Na_2SO_4, KNO_3 आदि।

NaCl जल अपघटित होकर HCl व NaOH देता है। HCl प्रबल अम्ल है व NaOH प्रबल क्षार है। ये दोनों विलयन में पूर्णतः आयनित हो जाते हैं और विलयन में H^+ व OH^- आयनों का संतुलन अपरिवर्तित रहता है।

$$NaCl + H_2O \rightleftharpoons HCl + NaOH$$

$$Na^+ + Cl^- + H_2O \rightleftharpoons H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^-$$

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

II. प्रबल अम्ल व दुर्बल क्षार के लवण का जल अपघटन

इस प्रकार के लवण जल अपघटित होते हैं तो प्रबल अम्ल व दुर्बल क्षार प्राप्त होते हैं। प्रबल अम्ल पूर्णतः आयनित है अतः विलयन में H^+ आयनों की सांद्रता OH^- आयनों की सांद्रता से अधिक होती है। इस जल अपघटन को धनायन जल अपघटन भी कहते हैं। उदाहरण – NH_4Cl, $FeCl_3$, $CuSO_4$, $Ca(NO_3)_2$, $ZnCl_2$ आदि।

$$\underset{\text{लवण}}{NH_4Cl} + HOH \rightleftharpoons \underset{\text{प्रबल अम्ल}}{HCl} + \underset{\text{दुर्बल क्षार}}{NH_4OH}$$

$$NH_4^+ + Cl^- + HOH \rightleftharpoons H^+ + Cl^- + NH_4OH$$

$$NH_4^+ + HOH \rightleftharpoons H^+ + NH_4OH$$

NH_4Cl के जल अपघटन से प्रबल अम्ल HCl तथा दुर्बल क्षार NH_4OH बनता है। HCl पूर्णतः वियोजित होता है तथा NH_4OH अल्प वियोजित होता है। H^+ आयनों की मात्रा OH^- आयनों से अधिक होते हैं। इस कारण विलयन अम्लीय होता है।

III. प्रबल क्षार व दुर्बल अम्ल के लवण का जल अपघटन

इस प्रकार के लवण का जल अपघटन होकर दुर्बल अम्ल तथा प्रबल क्षार बनता है। प्रबल क्षार चूँकि पूर्णतः आयनित होता है जबकि दुर्बल अम्ल अल्प आयनित होता है अतः विलयन में OH^- आयनों की सान्द्रता H^+ की सांद्रता से अधिक होगी और विलयन क्षारीय होगा। उदाहरण – CH_3COONa, Na_2CO_3, NaCN, KCN, Na_2S आदि। इस जल अपघटन को ऋणायन जल अपघटन भी कहते हैं।

$$\underset{\text{लवण}}{Na_2CO_3} + 2H_2O \rightleftharpoons \underset{\text{प्रबल क्षार}}{2NaOH} + \underset{\text{दुर्बल अम्ल}}{H_2CO_3}$$

$$2Na^+ + CO_3^{2-} + 2H_2O \rightleftharpoons 2Na^+ + H_2CO_3 + 2OH^-$$

$$CO_3^{2-} + 2H_2O \rightleftharpoons 2OH^- + H_2CO_3$$

IV. दुर्बल अम्ल व दुर्बल क्षार के लवण का जल अपघटन

इस प्रकार के लवण के जल अपघटन से प्राप्त विलयन की प्रकृति जल अपघटन के पश्चात् प्राप्त दुर्बल अम्ल व दुर्बल क्षार की वियोजन स्थिरांक पर निर्भर करती है। यदि अम्ल का वियोजन स्थिरांक K_a तथा क्षार का वियोजन स्थिरांक K_b हो तो – यदि

$K_a = K_b$ लवण उदासीन

$K_a > K_b$ लवण अम्लीय

$K_a < K_b$ लवण क्षारीय

उदाहरण – CH_3COONH_4, $(NH_4)_2\ CO_3$, NH_4CN आदि।

(i) CH_3COONH_4 का जल अपघटन :

$$CH_3COONH_4 + HOH \rightleftharpoons CH_3COOH + NH_4OH$$

$$\because K_{CH_3COOH} = K_{NH_4OH} = 1.8 \times 10^{-5}$$

अतः विलयन उदासीन रहता है।

(ii) $(NH_4)_2\ CO_3$ का जल अपघटन :

$$(NH_4)_2\ CO_3 + 2\ HOH \rightleftharpoons \underset{\text{दुर्बल क्षार}}{2NH_4OH} + \underset{\text{दुर्बल अम्ल}}{H_2CO_3}$$

$$\because K_{NH_4OH} > K_{H_2CO_3}$$

अतः विलयन दुर्बल क्षारीय होता है।

(iii) $C_6H_5\overset{\oplus}{N}H_3OOCCH_3$ का जल अपघटन :

$$\underset{\text{ऐनीलिनियम ऐसीटेट (लवण)}}{C_6H_5\overset{\oplus}{N}H_3OOCCH_3} + HOH \rightleftharpoons \underset{\text{ऐनीलिनियम हाइड्रॉक्साइड (दुर्बल क्षार)}}{C_6H_5\overset{\oplus}{N}H_3\overset{\ominus}{O}H} + \underset{\text{दुर्बल अम्ल}}{CH_3COOH}$$

$$\because K_{CH_3COOH} > K_{C_6H_5NH_3\bar{O}H}$$

अतः विलयन दुर्बल अम्लीय प्रकृति का होता है।

इसी आधार पर $(NH_4)_3\ PO_4$ की प्रकृति दुर्बल अम्लीय तथा $NH_4\ HCO_3$ की प्रकृति दुर्बल क्षारीय होती है।

जल अपघटन स्थिरांक

लवण के जल अपघटन की उत्क्रमणीय अभिक्रिया के लिए साम्यावस्था स्थिरांक जल अपघटन स्थिरांक कहलाता है। इसे K_h से व्यक्त करते हैं।

लवण के जल अपघटन की अभिक्रिया को निम्नलिखित प्रकार प्रदर्शित कर सकते हैं –

$$\underset{\text{लवण}}{BA} + H_2O \qquad \underset{\text{अम्ल}}{HA} + \underset{\text{क्षार}}{BOH}$$

द्रव्य अनुपाती क्रिया नियम के अनुसार,

$$K = \frac{[HA][BOH]}{[BA][H_2O]}$$

जल अपघटन अभिक्रिया के दौरान जल की सांद्रता में परिवर्तन नगण्य होता है। अतः जल की सांद्रता को नियत माना जा सकता है।

$$K[H_2O] = \frac{[HA][BOH]}{[BA]}$$

$K[H_2O]$ पद एक नियतांक होगा। इसे एक अन्य पद K_h से व्यक्त करते हैं।

$$K_h = \frac{[HA][BOH]}{[BA]} \qquad K_h = \text{जल अपघटन स्थिरांक}$$

जल अपघटन की मात्रा – लवण की कुल मात्रा का वह अंश जो साम्यावस्था पर जल अपघटित होता है उसे जल अपघटन की मात्रा (h) कहते हैं।

जल अपघटन स्थिरांक, जल अपघटन की मात्रा, जल का आयनी गुणनफल तथा वियोजन स्थिरांक में सम्बन्ध व विलयन के pH के लिए सूत्र ज्ञात करना –

I. प्रबल अम्ल व दुर्बल क्षार के लवण का जल अपघटन

इस प्रकार के लवण का जल अपघटन निम्नलिखित प्रकार से होता है –

$$B^+ + H_2O \qquad BOH + H^+$$

यदि लवण की सांद्रता C मोल प्रति लीटर तथा जल अपघटन की मात्रा h हो तो –

	B^+	$+ H_2O$	BOH	$+ H^+$
प्रारम्भ में,	1	आधिक्य	0	0
साम्य पर	1–h		h	h
यदि प्रारंभिक सांद्रता हो तो				
साम्य सांद्रता	C (1–h)		Ch	Ch

परिभाषा के अनुसार :

जल अपघटन स्थिरांक $$K_h = \frac{[BOH][H^+]}{[B^+]} \quad ...(1)$$

साम्य सांद्रताओं के मान रखने पर,

$$K_h = \frac{Ch \times Ch}{C(1-h)}$$

$$= \frac{Ch^2}{1-h} \quad ...(2)$$

यदि $h << 1$ तो $1 - h \cong 1$

$$\therefore \quad K_h = Ch^2$$

$$h^2 = \frac{K_h}{C}$$

$$h = \sqrt{\frac{K_h}{C}} \quad ...(3)$$

या $h = \sqrt{V \times K_h}$ चूंकि $\frac{1}{C} \alpha V$

एक प्रबल अम्ल व दुर्बल क्षार के लवण की जल अपघटन मात्रा सांद्रता के वर्गमूल के व्युत्क्रमानुपाती होती है।

K_h, K_w व K_b में सम्बन्ध – जल अपघटन से प्राप्त BOH अल्प वियोजित होता है अतः BOH के वियोजन के लिये निम्नलिखित साम्य होगा –

$$BOH \rightleftharpoons B^+ + OH^-$$

$$K_b = \frac{[B^+][OH^-]}{[BOH]} \quad ...(4)$$

जल का आयनी गुणनफल $Kw = [H^+][OH^-] \quad ...(5)$

समीकरण (5) में (4) का भाग देने पर –

$$\frac{K_w}{K_b} = \frac{[H^+][OH^-][BOH]}{[B^+][OH^-]}$$

$$\frac{K_w}{K_b} = \frac{[H^+][BOH]}{[B^+]}$$

$$\frac{K_w}{K_b} = K_h \quad ...(6)$$

{∵ समीकरण (1) से }

K_h का यह मान समीकरण (3) में रखने पर,

$$h = \sqrt{\frac{K_h}{C}}$$

$$h = \sqrt{\frac{K_w}{K_b \times C}} \quad ...(7)$$

विलयन के pH के लिये सूत्र – H^+ आयनों की साम्य सांद्रता Ch है।

$$[H^+] = Ch$$

$$[H^+] = C \times \sqrt{\frac{K_w}{K_b \times C}}$$

{समीकरण (7) से मान रखने पर}

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_w \times C}{K_b}}$$

दोनों ओर लघुगुणक लेने पर,

$$\log [H^+] = \frac{1}{2} \log K_w + \frac{1}{2} \log C - \frac{1}{2} \log K_b$$

$$-\log [H^+] = -\frac{1}{2} \log K_w - \frac{1}{2} \log C + \frac{1}{2} \log K_b$$

$$pH = \frac{1}{2} PK_w - \frac{1}{2} PK_b - \frac{1}{2} \log C$$

$$[\because PK_w = 14]$$

$$pH = 7 - \frac{1}{2} PK_b - \frac{1}{2} \log C \quad ...(8)$$

समीकरण (8) से स्पष्ट होता है कि प्रबल अम्ल व दुर्बल क्षार के लवण का जल अपघटन होने पर विलयन का pH=7 से कम होता है अतः विलयन अम्लीय होता है।

II. दुर्बल अम्ल व प्रबल क्षार के लवण का जल अपघटन

इस प्रकार के लवण का जल अपघटन निम्नलिखित प्रकार से होता है–

	A^- + H_2O (आधिक्य)	HA	OH^-
प्रारंभिक सांद्रता	1	O	O
साम्य पर	1–h	h	h
यदि प्रारंभिक सांद्रता हो तो			
साम्य सांद्रता	C(1–h)	Ch	Ch

जल अपघटन स्थिरांक $K_h = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]}$ ... (9)

साम्य सांद्रताओं के मान रखने पर,

$$K_h = \frac{Ch \times Ch}{C(1-h)}$$

$$= \frac{C^2h^2}{C(1-h)}$$

$$K_h = \frac{Ch^2}{(1-h)} \quad ...(10)$$

यदि $h << 1$ तो $1-h \cong 1$

$$\therefore \quad K_n = Ch^2$$

$$h^2 = \frac{K_h}{C}$$

$$h = \sqrt{\frac{K_h}{C}} \quad ...(11)$$

दुर्बल अम्ल व प्रबल क्षार के लवण के जल अपघटन की मात्रा सांद्रता के वर्गमूल के व्युत्क्रमानुपाती होती है।

$$\because \quad v = \frac{1}{c}$$

$$\therefore h = \sqrt{K_h \times v}$$

अर्थात् तनुकरण करने पर जल अपघटन की मात्रा में वृद्धि होती है।

K_h, K_w व K_a में सम्बन्ध – प्रबलक्षार व दुर्बल अम्ल से बने लवण की जल अपघटन अभिक्रिया निम्नलिखित है –

$$A^- + H_2O \quad\quad HA + OH^-$$

परिभाषानुसार,

$$K_h = \frac{[HA][OH^-]}{A^-} \quad ...(12)$$

जल का आयनी गुणनफल $K_w = [H^+][OH^-]$ ...(13)

जल अपघटन से प्राप्त दुर्बल अम्ल अल्प मात्रा में वियोजित होता है –

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$$

वियोजन स्थिरांक $K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$ ...(14)

समीकरण (13) में (14) का भाग देने पर,

$$\frac{K_w}{K_a} = \frac{[H^+][OH^-][HA]}{[H^+][A^-]}$$

$$= \frac{[OH^-][HA]}{[A^-]}$$

$$\frac{K_W}{K_a} = K_h \quad \text{\{समीकरण (12) से\}}$$

K_h का यह मान समीकरण (11) में रखने पर,

$$h = \sqrt{\frac{K_h}{C}}$$

$$h = \sqrt{\frac{K_w}{K_a \times C}} \quad ...(15)$$

विलयन के pH के लिये सूत्र – प्रबल क्षार तथा दुर्बल अम्ल के लवण की जल अपघटन अभिक्रिया में OH^- आयनों की साम्य सांद्रता Ch है।

$$[OH^-] = Ch$$

$$= C\sqrt{\frac{K_w}{K_a \times C}} \quad \text{\{समीकरण (15) से\}}$$

$$[OH^-] = \sqrt{\frac{K_w \times C}{K_a}} \quad ...(16)$$

हम जानते हैं कि –

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

$$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} \quad ...(17)$$

समीकरण (17) में OH^- का मान समीकरण (16) में रखने पर,

$$[H^+] = K_w \times \sqrt{\frac{K_a}{K_w \times C}}$$

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_w \times K_a}{C}}$$

दोनों ओर लघुगुणक लेने पर,

$$\log\left[H^+\right] = \frac{1}{2}\log K_w + \frac{1}{2}\log K_a - \frac{1}{2}\log C$$

$$-\log\left[H^+\right] = -\frac{1}{2}\log K_w - \frac{1}{2}\log K_a + \frac{1}{2}\log C$$

$$pH \;= \frac{1}{2}PK_w + \frac{1}{2}\,PK_a + \frac{1}{2}\log C$$

25°C पर $PK_w = 14$

$$\therefore\; pH = 7 + \frac{1}{2}PK_a + \frac{1}{2}\log C \qquad ...(18)$$

समीकरण (18) से स्पष्ट है कि दुर्बल अम्ल तथा प्रबल क्षार से बने लवण के विलयन का pH=7 से अधिक होता है अतः विलयन क्षारीय होता है।

III. दुर्बल अम्ल व दुर्बल क्षार के लवण का जल अपघटन

$$B^+ + A^- + H_2O \qquad HA + BOH$$

यदि लवण BA के एक ग्राम मोल को V लीटर आयतन में विलेय किया जाय तथा जल अपघटन की मात्रा h हो तो –

	B^+	A^-	$+ H_2O \rightleftharpoons$	HA	+ BOH
प्रारंभ में	1	1	आधिक्य	O	O
साम्य पर	1-h	1-h		h	h
यदि प्रारंभिक सांद्रता 'C' हो तो					
साम्य सांद्रता	C(1-h)	C(1-h)		Ch	Ch

जहाँ C = सांद्रता (मोल / लीटर)

h = जल अपघटन मात्रा

परिभाषानुसार,

$$\text{जलअपघटन स्थिरांक}\; K_h = \frac{[HA][BOH]}{[B^+][A^-]} \qquad ...(19)$$

समीकरण (19) में साम्य सांद्रताओं के मान रखने पर –

$$K_h = \frac{Ch \times Ch}{C(1-h) \times C(1-h)}$$

$$= \frac{C^2h^2}{C^2(1-h)^2}$$

$$K_h = \frac{h^2}{(1-h)^2} \qquad ...(20)$$

दुर्बल अम्ल व दुर्बल क्षार के लवण की जल अपघटन मात्रा सांद्रता पर निर्भर नहीं करती है।

K_h, K_w, K_a, K_b में सम्बन्ध –

$$K_w = \left[H^+\right]\left[OH^-\right] \qquad ...(21)$$

दुर्बल अम्ल HA के वियोजन के लिए,

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$$

$$\text{वियोजन स्थिरांक}\quad K_a = \frac{\left[H^+\right]\left[A^-\right]}{[HA]} \qquad ...(22)$$

दुर्बल क्षार BOH का वियोजन स्थिरांक निम्नलिखित होगा –

$$BOH \qquad B^+ + OH^-$$

$$K_b = \frac{\left[B^+\right]\left[OH^-\right]}{[BOH]} \qquad ...(23)$$

समीकरण (21) को समीकरण (22) व (23) से भाग देने पर –

$$\frac{K_w}{K_a \times K_b} = \frac{[HA]\left[H^+\right]\left[OH^-\right][BOH]}{\left[H^+\right]\left[A^-\right]\left[B^+\right]\left[OH^-\right]}$$

$$= \frac{[HA][BOH]}{\left[A^-\right]\left[B^+\right]}$$

$$\frac{K_w}{K_a \times K_b} = K_h \qquad ...(24)$$

$$\text{समीकरण (19) से}\; K_h = \frac{[HA][BOH]}{[A^-][B^+]}$$

K_h का यह मान समीकरण (20) में रखने पर,

$$K_h = \left[\frac{h}{(1-h)}\right]^2$$

$$\frac{h^2}{(1-h)^2} = \frac{K_w}{K_a \times K_b}$$

$$\frac{h}{1-h} = \sqrt{\frac{K_w}{K_a \times K_b}} \qquad ...(25)$$

विलयन का pH – दुर्बल अम्ल व दुर्बल क्षार के लवण के जल अपघटन द्वारा दुर्बल अम्ल प्राप्त होता है। विलयन में H^+ आयनों की सांद्रता दुर्बल अम्ल के वियोजन से प्राप्त होती है।

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$$

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

$$[H^+] = \frac{K_a \times [HA]}{[A^-]} \qquad ...(26)$$

लवण के जल अपघटन साम्य में $[A^-]$ व $[HA]$ की साम्य सांद्रताओं के मान जो कि क्रमशः $C(1-h)$ तथा Ch है, समीकरण (26) में रखने पर,

$$[H^+] = \frac{K_a \times Ch}{C(1-h)}$$

$$[H^+] = \frac{K_a \times h}{(1-h)} \qquad ...(27)$$

समीकरण (25) से $\frac{h}{(1-h)} = \sqrt{\frac{K_w}{K_a \times K_b}}$ यह मान समीकरण (27) में रखने पर,

$$[H^+] = K_a \times \sqrt{\frac{K_w}{K_a \times K_b}}$$

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_a \times K_w}{K_b}}$$

दोनों ओर लघुगुणक लेने पर,

$$\log[H^+] = \frac{1}{2}\log K_a + \frac{1}{2}\log K_w - \frac{1}{2}\log K_b$$

या, $-\log[H^+] = -\frac{1}{2}\log K_a - \frac{1}{2}\log K_w + \frac{1}{2}\log K_b$

$$pH = \frac{1}{2}PK_a + \frac{1}{2}PK_w - \frac{1}{2}PK_b \qquad ...(28)$$

$25°C$ पर $K_w = 10^{-14} \quad \therefore PK_w = 14$

$$pH = \frac{1}{2}PK_a - \frac{1}{2}PK_b + 7 \qquad ...(29)$$

समीकरण (29) से यह इंगित होता है कि यदि –

(i) $PK_a = PK_b$ तो $pH = 7$ विलयन उदासीन है

(ii) यदि $PK_a > PK_b$ तो $pH > 7$ विलयन क्षारीय है

(iii) यदि $PK_a < PK_b$ तो $pH < 7$ विलयन अम्लीय है

आयनन

विद्युत धारा के प्रति व्यवहार के आधार पर पदार्थों को दो वर्गों में वर्गीकृत किया जा सकता है –

1- विद्युत अपघट्य – वे रासायनिक यौगिक जिन्हें जब ध्रुवीय विलायकों में विलेय किया जाता है या पिघलाया जाता है तो वे धनायनों तथा ऋणायनों में वियोजित हो जाते हैं तथा विद्युत का संचालन करते हैं, विद्युत अपघट्य कहलाते हैं। ये आयनिक अथवा ध्रुवीय सहसंयोजक प्रकृति के होते हैं। इनके दो प्रकार हैं –

विद्युत अपघट्य

(i) **प्रबल विद्युत अपघट्य** वे विद्युत अपघट्य जिनका पूर्ण वियोजन होता है। उदा. NaCl, KCl, NaOH आदि।

(ii) **दुर्बल विद्युत अपघट्य** वे विद्युत अपघट्य जिनका आंशिक वियोजन होता है। जैसे – H_2CO_3, CH_3COOH, H_2O, H_2SO_3 आदि।

आयनन सिद्धान्त – आरेनियस ने सन् 1887 में वैद्युत अपघट्यों के जलीय विलयन अथवा उनकी गलित अवस्था में विद्युत धारा चालन की घटना का अध्ययन किया और एक सिद्धान्त प्रस्तुत किया जिसे आरेनियस का विद्युत अपघटनी वियोजन सिद्धान्त कहते हैं। इस सिद्धान्त के मुख्य अभिग्रहीत हैं–

1. जब किसी विद्युत अपघट्य को जल में घोला जाता है तो यह आवेश युक्त कणों में विभाजित हो जाता है। जिन्हें आयन कहते हैं। यह प्रक्रिया आयनन कहलाती है। ग्रीक भाषा के अनुसार आयन शब्द का अर्थ है 'भटकने वाला या चलने वाला'। धनावेशित कण को धनायन तथा ऋणावेशित कण को ऋणायन कहते हैं।
2. धनायन तथा ऋणायन पुनः संयोजित होकर अनायनित अणु बनाते हैं। इस प्रकार आयनित तथा अन–आयनित वैद्युत अपघट्य के बीच एक गतिक साम्य उपस्थित रहता है।

$$\underset{\text{वैद्युत अपघट्य}}{AB} \rightleftharpoons \underset{\text{धनायन}}{A^+} + \underset{\text{ऋणायन}}{B^-}$$

3. विलयन में उपस्थित धनायनों का कुल धनावेश, ऋणायनों के कुल ऋणावेश के बराबर होता है। इस प्रकार विलयन विद्युत उदासीन होता है।
4. आयनित तथा अनायनित अणुओं के मध्य उपस्थित साम्य को आयनिक साम्य कहते हैं। इस आयनिक साम्य पर द्रव्य अनुपाती क्रिया नियम लागू होता है।

$$AB \rightleftharpoons A^+ + B^-$$

$$K = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]}$$ K = वियोजन / आयनन स्थिरांक

5. विद्युत अपघट्य की कुल मात्रा का वह अंश जो आयनित होता है आयनन की मात्रा (α) कहलाती है।

$$\alpha = \frac{\text{विद्युत अपघट्य का वियोजित अंश}}{\text{विद्युत अपघट्य के कुल मोल}}$$

पदार्थों की आयनन मात्रा में भिन्नता पाई जाती है। प्रबल विद्युत अपघट्य पूर्ण रूप से वियोजित हो जाते हैं जबकि दुर्बल विद्युत अपघट्य कम मात्रा में आयनित होते हैं।

6. विद्युत अपघट्य विलयन में विद्युत धारा का प्रवाह आयनों के माध्यम से होता है। जब विद्युत धारा प्रवाहित की जाती है तो धनायन कैथोड की ओर तथा ऋणायन ऐनोड की ओर गमन करते हैं।
7. किसी विद्युत अपघट्य के विलयन की चालकता आयनों की संख्या तथा प्रकृति पर निर्भर करती है। जैसे – $CuSO_4$ का नीला रंग Cu^{2+} आयनों के कारण होता है।
8. विद्युत धारा प्रवाहित करने पर आयन अपने विपरीत आवेश के इलेक्ट्रोड की ओर गतिशील होते हैं। इस प्रकार विद्युत धारा आयनों को उत्पन्न नहीं करती है वह केवल आयनों की गति की दिशा निर्धारित करती है।

वियोजन की मात्रा (α)

वैद्युत अपघट्य AB के वियोजन / आयनन पर विचार करते हैं :

$$AB \rightleftharpoons A^+ + B^-$$

द्रव्य अनुपाती क्रिया नियम लगाने पर,

$$K = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]} \quad ... (1)$$ K = आयनन स्थिरांक

माना कि V लीटर आयतन में वैद्युत अपघट्य का एक मोल उपस्थित है तथा इसकी आयनन मात्रा α है।

	AB	A^+ +	B^-
प्रारम्भ में,	1	0	0
यदि प्रारंभिक सांद्रता 'C' हो तो			
साम्य सांद्रता	$C(1-\alpha)$	$C\alpha$	$C\alpha$

साम्य सांद्रताओं के मान समीकरण (1) में रखने पर,

$$K = \frac{C\alpha \times C\alpha}{C(1-\alpha)}$$

$$K = \frac{C\alpha^2}{(1-\alpha)} \quad ... (2)$$

इस व्यंजक को सर्वप्रथम ओस्टवाल्ड ने ज्ञात किया था अतः इसे ओस्टवाल्ड का तनुता नियम कहते हैं।

यदि α का मान बहुत कम है।

$\alpha << 1$ तो $K = C\alpha^2$

$$C\alpha^2 = K$$

$$\alpha^2 = \frac{K}{C}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}$$

या $\alpha = \sqrt{K \times V}$

आयनन की मात्रा α सांद्रता के वर्गमूल के व्युत्क्रमानुपाती होती है तथा तनुता के वर्गमूल के समानुपाती होती है।

आयनन की मात्रा को प्रभावित करने वाले कारक

1. **सांद्रता** – $\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}} \Rightarrow \alpha \propto \frac{1}{\sqrt{C}}$

   अतः विलयन में वैद्युत अपघट्य की सांद्रता में वृद्धि करने पर आयनन की मात्रा कम होती है।

2. **तनुता** – $\alpha = \sqrt{KV} \Rightarrow \alpha \propto \sqrt{V}$

   अतः तनुता बढ़ाने पर आयनन की मात्रा बढ़ती है। अनन्त तनुता पर वैद्युत अपघट्य पूर्णतः वियोजित हो जाते हैं।

3. **ताप** – तापमान में वृद्धि करने पर आयनन की मात्रा बढ़ती है। जैसे–जैसे ताप बढ़ता है तापीय संघटों की संख्या बढ़ती है तथा आयनों के मध्य वैद्युत आकर्षण बल दुर्बल होते जाते हैं जिससे स्वतंत्र आयनों की संख्या में वृद्धि होती है।

4. **विलायक की प्रकृति** – वे विलायक जिनके परावैद्युतांक उच्च होते हैं उनमें वैद्युत अपघट्य की वियोजन की मात्रा अधिक होती है। विलायक का परावैद्युतांक अधिक होने पर आयनों के मध्य आकर्षण बल दुर्बल हो जाते हैं। उदाहरण के लिए जल का परावैद्युतांक बेन्जीन की तुलना में अधिक होता है अतः NaCl की आयनन मात्रा जल में अधिक होती है।

5. **वैद्युत अपघट्य की प्रकृति** – प्रबल वैद्युत अपघट्यों में ध्रुवीय सहसंयोजक या आयनिक बंध उपस्थित होते हैं। इनका आयनन अधिक होता है तथा आयनन की मात्रा $\alpha \cong 1$ होती है। इसके विपरीत वे विद्युत अपघट्य जिनमें सहसंयोजक प्रकृति के बंध पाये जाते हैं अल्प मात्रा में आयनित होते हैं।
6. **अन्य आयनों की उपस्थिति** – किसी दुर्बल वैद्युत अपघट्य का आयनन समान आयन युक्त अन्य प्रबल विद्युत अपघट्य की उपस्थिति में कम हो जाता है। इसे समआयन प्रभाव कहते हैं। उदाहरण के लिये NH_4Cl की उपस्थिति में NH_4OH का आयनन कम हो जाता है।

महत्वपूर्ण बिन्दु

1. पदार्थ दो प्रकार के होते हैं (i) विद्युत अनअपघट्य (ii) विद्युत अपघट्य।
2. वे पदार्थ जो गलित अवस्था तथा जलीय विलयन में विद्युत का चालन करते हैं उन्हें विद्युत अपघट्य कहते हैं। जैसे – अम्ल, क्षार, लवण।
3. प्रबल विद्युत अपघट्यों का वियोजन पूर्ण होता है। दुर्बल विद्युत अपघट्य अल्प आयनित होते हैं।
4. विद्युत अपघट्य का वह अंश जो साम्य पर आयनित होता है उसे आयनन की मात्रा कहते हैं।
5. लुईस अम्ल वे हैं जो इलेक्ट्रॉन युग्म ग्रहण करते हैं तथा क्षार इलेक्ट्रॉन युग्म दाता कहते हैं।
6. जल का आयनिक गुणनफल $Kw = \left[H^+\right]\left[OH^-\right]$

$$PK_w = pH + p^{OH}$$

7. $pH = -\log_{10}[H^+]$
8. शुद्ध जल की मोलरता 55.55 M होती है।
9. ओस्टवाल्ड तनुता नियम – किसी दुर्बल विद्युत अपघट्य के आयनन की मात्रा आयतन के वर्गमूल के समानुपाती होता है।

$$K = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha} \quad \alpha = \sqrt{\frac{K}{C}} \Rightarrow \alpha = \sqrt{K\,x\,V}$$

10. किसी लवण की जल में क्रिया करने पर विलयन की pH में परिवर्तन होने को लवण जल अपघटन कहते हैं।
11. लवण के प्रकार – (i) प्रबल अम्ल व प्रबल क्षार से बना लवण : pH = 7, उदासीन

(ii) दुर्बल अम्ल व प्रबल क्षार से बना लवण : pH > 7, क्षारीय

(a) $K_h = \frac{K_w}{K_a}$

(b) $h = \sqrt{\frac{K_h}{C}}$

(c) $pH = 7 - \frac{1}{2}PK_a - \frac{1}{2}\log C$

(iii) प्रबल अम्ल व दुर्बल क्षार से बना लवण : pH < 7, अम्लीय

(a) $K_h = \frac{K_w}{K_b}$

(b) $h = \sqrt{\frac{K_h}{C}}$

(c) $pH = 7 + \frac{1}{2}PK_b + \frac{1}{2}\log C$

(iv) दुर्बल अम्ल व दुर्बल क्षार से बना लवण :

pH = 7	विलयन उदासीन	(यदि $K_a = K_b$)
pH < 7	अम्लीय दुर्बल	($K_a > K_b$)
pH > 7	दुर्बल क्षारीय	($K_b > K_a$)

(a) $K_n = \frac{K_w}{K_a \times K_b}$

(b) $h = \sqrt{K_h}$

(c) $pH = 7 - \frac{1}{2}PK_b - \frac{1}{2}\log C$

अभ्यासार्थ प्रश्न

वस्तुनिष प्रश्न

1. एक एकल–एकलसंयोजी विद्युत अपघट्य जिसके आयनन d hek=k α तथा सांद्रता C है के लिए ओस्टवाल्ड तनुता नियम है–

(अ) $K = \frac{(1-\alpha)C}{\alpha}$ (ब) $K = \frac{C\alpha^2}{(1-\alpha)}$

(स) $K = \frac{(1-\alpha)C}{\alpha^2}$ (द) $K = \frac{\alpha^2}{(1-\alpha)C}$

2. ओस्टवाल्ड तनुता नियम का अनुप्रयोग होता है–
   (अ) दुर्बल विद्युत अपघट्य के लिए
   (ब) प्रबल विद्युत अपघट्य के लिए
   (स) विद्युत अनपघट्य के लिए
   (द) प्रबल तथा दुर्बल दोनों विद्युत अपघट्यों के लिए
3. कुल अणुओं की वह मात्रा जो विद्युत अपघट्य विलयन में आयनित होती है कहलाती है–
   (अ) आण्विक वेग (ब) अभिक्रिया की कोटि
   (स) आयनन मात्रा (द) मोल भिन्न
4. एक दुर्बल विद्युत अपघट्य का वियोजन बढ़ता है–
   (अ) दाब बढ़ाने पर (ब) तनुता घटाने पर
   (स) तनुता बढ़ाने पर (द) सांद्रता बढ़ाने पर
5. निम्नलिखित में से कौनसा लवण पानी में घोलने पर जल अपघटित होगा–
   (अ) NaCl (ब) KCl
   (स) NH_4Cl (द) Na_2SO_4
6. मानव रक्त का pH होता है–
   (अ) 5.2 (ब) 6.3
   (स) 7.4 (द) 8.3
7. अम्ल HA, HB, HC, HD के वियोजन स्थिरांक क्रमशः 2.6×10^{-3}, 5.3×10^{-9}, 1.1×10^{-2} व 7.5×10^{-5} है। इनमें से दुर्बलतम है–
   (अ) HA (ब) HB
   (स) HC (द) HD
8. अभिक्रिया $AlCl_3 + Cl^- \rightleftharpoons AlCl_4^-$ में $AlCl_3$ है–
   (अ) क्षार (ब) अम्ल
   (स) लवण (द) कोई नहीं
9. आयनन मात्रा किस कारक पर निर्भर नहीं करती है–
   (अ) ताप (ब) पदार्थ की प्रकृति
   (स) पदार्थ का अणुभार (द) विलायक की प्रकृति
10. निम्नलिखित में से किस लवण का जलीय विलयन लाल लिटमस पत्र को नीला करेगा–
   (अ) Na_4Cl (ब) CH_3COONa
   (स) NaCl (द) CH_3COONH_4
11. जल अपघटन की मात्रा h, बल अपघटन स्थिरांक K_n तथा लवण की सांद्रता C (मोल प्रति लीटर) में सम्बन्ध है–
   (अ) $K_h = \frac{h}{C}$ (ब) $h = \sqrt{\frac{K_h}{C}}$
   (स) $h = \frac{\sqrt{K_h}}{C}$ (द) $K_h = \frac{h^2}{C}$
12. अमोनियम ऐसीटेट की जल अपघटन मात्रा–
   (अ) सांद्रता के बढ़ाने पर बढ़ती है।
   (ब) सांद्रता घटाने पर बढ़ती है।
   (स) सांद्रता पर निर्भर नहीं करती।
   (द) सांद्रता बढ़ाने पर घटती है।
13. दुर्बल अम्ल HA के वियोजन स्थिरांक K_a का व्यंजक होगा–
   (अ) $\frac{1}{K_a} = \frac{[HA]}{[H^+][A^-]}$ (ब) $K_a = \frac{[HA]}{[H^+][A^-]}$
   (स) $K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]^2}$ (द) $K_a = \frac{[HA]^2}{[H^+][A^-]}$
14. सोडियम ऐसीटेट का जलीय विलयन क्षारीय होता है क्योंकि–
   (अ) इसका pH का मान 7 से अधिक होता है।
   (ब) ऐसीटिक अम्ल एक दुर्बल अम्ल है।
   (स) वह लाल लिटमस पत्र को नीला करता है।
   (द) ऐसीटेट आयन जल से क्रिया करके दुर्बल ऐसीटिक अम्ल और हाइड्रॉक्सिल आयन बनाता है।
15. एक दुर्बल अम्ल व दुर्बल क्षार के लवण का जल अपघटन स्थिरांक K_h का मान होता है–
   (अ) $\frac{K_w}{K_a - K_b}$ (ब) $\frac{K_w}{K_a + K_b}$
   (स) $\frac{K_w}{K_a \times K_b}$ (द) $\frac{K_a \times K_b}{K_w}$

अतिलघुत्तरात्मक प्रश्न

16. ब्रॉन्स्टेड–लोरी अवधारणा समझाइए।
17. संयुग्मी अम्ल–क्षार युग्म किसे कहते हैं?
18. दुर्बल वैद्युत अपघट्य उदाहरण सहित परिभाषित कीजिए।

लघुत्तरात्मक प्रश्न

19. pH में p तथा H का क्या अर्थ है?
20. ओस्टवाल्ड तनुता नियम क्या है?
21. दो प्रबल वैद्युत अपघट्यों के नाम बताइये।

निबंधात्मक प्रश्न

22. दुर्बल अम्ल तथा प्रबल क्षार के लवण का विलयन क्षारीय क्यों होता है, समझाइए?
23. आयनन की मात्रा को प्रभावित करने वाले चार कारकों का संक्षिप्त में वर्णन कीजिए।

उत्तरमालाः 1 (ब) 2 (अ) 3 (स) 4 (स) 5 (स) 6 (स) 7 (ब) 8 (ब) 9 (स) 10 (ब) 11 (ब) 12 (स) 13 (अ) 14 (द) 15 (स)