

## आयनी साम्य-I

### इकाई की रूपरेखा

- |   |   |
|---|---|
| <p>7.1 प्रस्तावना<br/>उद्देश्य</p> <p>7.2 विद्युत् अपघट्य और विद्युत् अनअपघट्य<br/>प्रबल और दुर्बल विद्युत् अपघट्य आयनन की मात्रा<br/>दुर्बल अपघट्यों के आयनन की मात्रा को प्रभावित करने वाले कारक</p> <p>7.3 आयनन स्थिरांक और ओस्टवाल्ड तनुता नियम</p> | <p>7.4 अम्लों और क्षारकों के सिद्धांत: एक पुनर्विलोकन<br/>आरेनियस सिद्धांत<br/>ब्रन्स्टेड और लोरी सिद्धांत<br/>लूइस का सिद्धांत</p> <p>7.5 जल का आयनी गुणनफल, <math>K_w</math><br/>pH-स्केल<br/>pH-का परिकलन</p> <p>7.6 सारांश</p> <p>7.7 अंत में कुछ प्रश्न</p> <p>7.9 उत्तर</p> |
|---|---|

### 7.1 प्रस्तावना

इस खण्ड की पिछली दो इकाइयों में आपने रासायनिक साम्य के सामान्य पहलुओं को साम्य के प्रकार, महत्व, प्रस्तुतिकरण और इसे प्रभावित करने वाले कारकों, आदि के संदर्भ में सीखा। जैसा आप जानते हैं कि सामान्य रसायन प्रयोगशाला में बड़ी संख्या में अभिक्रियाएँ जलीय माध्यम में की जाती हैं और इनमें से बहुत सी अभिक्रियाओं में आयनिक स्पीशीज़ होती हैं। आयनिक स्पीशीज़ वाले ऐसे निकायों में साम्य को आयनी साम्य कहते हैं और यही इस तथा अगली दो इकाइयों के विषय हैं। इनमें हम पिछली दो इकाइयों में सीखी गई अवधारणाओं को आयनिक स्पीशीज़ युक्त निकायों पर प्रयुक्त करेंगे।

इस इकाई की शुरुआत हम जलीय विलयनों की प्रकृति को विलेय की प्रकृति पर आधारित उनकी विद्युत् अपघट्यता के अध्ययन से करेंगे। इस संदर्भ में, आप विद्युत् अपघट्यों, उनके प्रकारों और उनके व्यवहार को प्रभावित करने वाले कारकों के बारे में सीखेंगे। हम दुर्बल विद्युत् अपघट्यों के आयनी साम्य, उनको आयनन स्थिरांक द्वारा अभिलक्षित करने और ओस्टवाल्ड तनुता नियम पर भी बात करेंगे। इसके उपरांत हम अम्लों और क्षारकों के विभिन्न सिद्धांतों का पुर्नवलोकन करेंगे, क्योंकि अम्ल और क्षारक आयनी साम्य दर्शाने वाली स्पीशीज़ के महत्वपूर्ण वर्ग हैं। यहां हम विभिन्न सिद्धांतों को लेकर उनके गुणों और दोषों के बारे में जानेंगे। इकाई के अंत में हम स्वतः प्रोटोपघटन

पर चर्चा करेंगे, जो कि जल का एक महत्वपूर्ण गुण है। इस संदर्भ में हम जल के आयनी गुणनफल को परिभाषित करेंगे और उसके महत्व पर चर्चा करेंगे। फिर हम pH की अवधारणा को परिभाषित करेंगे और प्रबल अम्लों और क्षारकों के विलयनों के pH मानों को परिकलित करने के कुछ उदाहरण लेंगे।

अगली इकाई में आप दुर्बल अम्लों/क्षारकों, बहुप्रोटिक अम्लों और दुर्बल अम्लों/क्षारकों तथा समआयन वाले लवणों के मिश्रणों के जलीय विलयनों में साम्यों के बारे में सीखेंगे।

## उद्देश्य

इस इकाई के अध्ययन के बाद, आप :

- ❖ विद्युत् अपघट्यों और विद्युत् अनअपघट्यों को परिभाषित कर सकेंगे और उनमें भेद कर सकेंगे;
- ❖ दुर्बल विद्युत् अपघट्यों के लिए आयनन की मात्रा को परिभाषित कर सकेंगे और उसे प्रभावित करने वाले कारकों की चर्चा कर सकेंगे;
- ❖ ओस्टवाल्ड तनुता नियम को बता कर उसकी व्याख्या कर सकेंगे;
- ❖ अम्लों और क्षारकों के विभिन्न सिद्धांतों का वर्णन कर सकेंगे;
- ❖ अम्लों और क्षारकों के विभिन्न सिद्धांतों के गुणों और परिसीमाओं को बता सकेंगे;
- ❖ संयुग्मी अम्ल-क्षारक युगलों को परिभाषित कर सकेंगे तथा किसी अम्ल-क्षारक साम्य में उन्हें पहचान सकेंगे;
- ❖ जल के आयनी गुणनफल को परिभाषित कर सकेंगे और उसके महत्व को बता सकेंगे; और
- ❖ pH को परिभाषित कर सकेंगे और प्रबल अम्लों तथा क्षारकों के विलयनों के लिए उसका परिकलन कर सकेंगे।

## 7.2 विद्युत् अपघट्य और विद्युत् अनअपघट्य

आप जानते होंगे कि किसी भी व्यक्ति को गीले हाथों से या पानी में खड़े रह कर विद्युत् के उपकरणों के साथ काम नहीं करना चाहिए। क्या आपने कभी सोचा है कि हमें ऐसा करने की सलाह क्यों दी जाती है? ऐसा किसी नल, नदी या तालाब आदि के जल की चालक प्रकृति के कारण होता है। जल की चालक प्रकृति के परिणामरूप, विद्युत् धारा विद्युत् उपकरण से मानव शरीर में प्रवाहित हो सकती है और गीले हाथों से बिजली के उपकरण के साथ काम करने वाले व्यक्ति को बिजली का करंट लग सकता है। अब प्रश्न उठता है कि वह क्या है जो जल को चालक बनाता है? वास्तव में, शुद्ध जल व्यावहारिक रूप से विद्युत् का कुचालक होता है; जल में आयनों की उपस्थिति उसे विद्युत् का चालक बनाते हैं। आइए आयनिक स्पीशीज़ युक्त जलीय विलयनों के व्यवहार के बारे में जानते हैं।

कई प्रकार के जलीय विलयन विद्युत् चालक प्रकृति के होते हैं। विलयन की चालक प्रकृति जल में घुले विलेय पदार्थ की प्रकृति से निर्धारित होती है। उदाहरण के लिए,

माना हम दो बीकर लेते हैं, और प्रत्येक में  $100 \text{ cm}^3$  आसुत जल डालते हैं। इनमें से एक बीकर में हम  $2 \text{ g}$  चीनी डालते हैं और दूसरे में  $2 \text{ g}$  नमक (सोडियम क्लोराइड) डालते हैं। हम पाते हैं कि जल में चीनी का विलयन विद्युत् का अचालक होता है जबकि नमक का विलयन विद्युत् का चालक होता है। जिन विलयों का जलीय विलयन विद्युत् चालक होता है, वे **विद्युत् अपघट्य** कहलाते हैं और जिनके जलीय विलयन विद्युत् चालक नहीं होते, वे **विद्युत् अनअपघट्य** कहलाते हैं। स्वीडिश रसायनज्ञ स्वांते आरेनियस ने जलीय विलयनों की चालकता को *विलयनों के आयनिक सिद्धांत* द्वारा स्पष्ट किया। उन्होंने बताया कि कुछ पदार्थों को जब जल में घोला जाता है तो वे स्वतंत्र रूप से गतिशील आयन उत्पन्न करते हैं, जो जलीय विलयनों की चालक प्रकृति के लिए उत्तरदायी होते हैं।

एक विद्युत् अपघट्य वह पदार्थ है, जो जल में घुलकर विद्युत् चालक विलयन देता है।

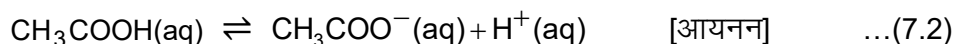
आइए ऊपर दिए गए उदाहरण का विश्लेषण करते हैं। शुरु में, जल के नमूने में बहुत बड़ी संख्या में जल के अणु होते हैं, जो ध्रुवीय परंतु विद्युत् उदासीन होते हैं तथा व्यापक रूप से हाइड्रोजन बंधों द्वारा परस्पर जुड़े रहते हैं। जल के अणुओं पर कोई शुद्ध विद्युत् आवेश नहीं होता, अतः जब वे गति करते हैं तो कुल मिलाकर कोई विद्युत् आवेश एक स्थान से दूसरे स्थान पर नहीं जाता और व्यावहारिक रूप से जल विद्युत् अचालक होता है। परंतु, जब कोई सोडियम क्लोराइड जैसा पदार्थ जल में विलेय किया जाता है, तो सोडियम क्लोराइड का क्रिस्टल जालक टूट जाता है और सोडियम आयन तथा क्लोराइड आयन स्वतंत्र रूप से गतिशील आयनों के रूप में विलयन में आ जाते हैं। ये आयन विद्युत् क्षेत्र के प्रभाव में विपरीत आवेश वाले इलैक्ट्रोडों की ओर गति करते हैं। प्रत्येक आयन पर आवेश की कुछ मात्रा होती है और यह विलयन की विद्युत् चालकता में योगदान देती है। दूसरी ओर, जब हम चीनी को जल में घोलते हैं, तो चीनी के अणुओं के बीच के अंतराअणुक पारस्परिक संबंध टूट जाते हैं और चीनी के उदासीन अणु अलग होकर विलयन में चले जाते हैं। चूंकि चीनी के अणुओं पर कोई विद्युत् आवेश नहीं होता इसलिए जब वो गति करते हैं तो कोई आवेश साथ नहीं जाता जिसके कारण विलयन विद्युत् अचालक होता है।

### 7.2.1 प्रबल और दुर्बल विद्युत् अपघट्य

आइए हम अपने तर्क को आगे बढ़ाते हैं और प्रश्न उठाते हैं कि "क्या सभी विद्युत् अपघट्यों के विलयन समान चालकता दर्शाते हैं? इस प्रश्न का उत्तर देने के लिए हम फिर से दो बीकर लेते हैं। इनमें से एक में हम  $0.01 \text{ M}$  सोडियम क्लोराइड का जलीय विलयन लेते हैं जबकि दूसरे में  $0.01 \text{ M}$  ऐसीटिक अम्ल का जलीय विलयन लेते हैं। सोडियम क्लोराइड और ऐसीटिक अम्ल, दोनों ही विद्युत् अपघट्य हैं, अर्थात् इनके जलीय विलयन विद्युत् के चालक होते हैं, परन्तु यह पाया गया है कि इनके ये समान मोलरता वाले जलीय विलयन भिन्न मात्रा में विद्युत् चालकता दर्शाते हैं। ऐसीटिक अम्ल का जलीय विलयन बहुत कम चालकता प्रदर्शित करता है, जबकि सोडियम क्लोराइड का जलीय विलयन उच्च चालकता प्रदर्शित करता है। हम इसे कैसे समझा सकते हैं?

ऊपर दिए गए विवरण से आप याद करेंगे कि, आरेनियस ने जलीय विलयनों की विद्युत् चालकता को विलयन में आयनों की उपस्थिति के आधार पर समझाया था। चूंकि इस उदाहरण में दोनों विलयनों की मोलर सांद्रताएँ समान हैं, अतः अपेक्षा की जा सकती है कि इनमें समान संख्या में आयन होंगे और इस कारण से इन विलयनों की चालकता भी समान होगी। परन्तु इनकी विद्युत् चालकताओं में अंतर का कारण यह है कि सोडियम क्लोराइड अपने आयनों में पूर्ण रूप से वियोजित हो जाता है, जबकि ऐसीटिक अम्ल

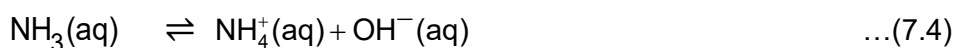
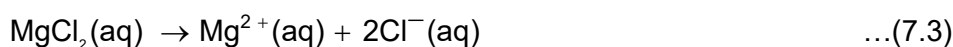
विलयन में आयनित होकर बहुत कम मात्रा में आयन उत्पन्न करता है। ऐसीटिक अम्ल के जलीय विलयन में मुख्य रूप से ऐसीटिक अम्ल के अनायनित अणु होते हैं और कुछ ऐसीटिक अम्ल अणुओं के आयनन से उत्पन्न कुछ ऐसीटेट आयन और हाइड्रोजन आयन होते हैं तथा इन आयनों की सांद्रता ऐसीटिक अम्ल की सांद्रता पर निर्भर करती है। NaCl जैसे विद्युत् अपघट्य जो जलीय विलयनों में पूर्णरूप से वियोजित हो जाते हैं, प्रबल विद्युत् अपघट्य कहलाते हैं, जबकि जो विद्युत् अपघट्य आंशिक रूप से आयनित होते हैं, दुर्बल विद्युत् अपघट्य कहलाते हैं इन दो मामलों में आयनों का बनना निम्न प्रकार प्रदर्शित किया जा सकता है –



जलीय विलयन में एक आयनिक यौगिक वियोजन द्वारा आयन देता है, जबकि एक आण्विक यौगिक आयनित होकर आयन उत्पन्न करता है।

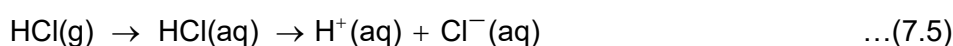
आपने नोट किया होगा कि हमने दो शब्दों यानि वियोजन और आयनन का उपयोग किया है। यद्यपि इनका उपयोग अदल बदल कर किया जाता है, परन्तु हमें इन दोनों के बीच अंतर को समझने की जरूरत है। जब विद्युत् अपघट्य आयनिक अर्थात् आयनों से बना होता है, जैसे NaCl क्रिस्टल, तो हम वियोजन शब्द का उपयोग करते हैं। यह बताता है कि क्रिस्टल में उपस्थित आयन एक दूसरे से अलग (वियोजित) होते हैं और विलयन में चले जाते हैं। दूसरी ओर, यदि विद्युत् अपघट्य कोई आण्विक स्पीशीज़ है, जैसे कि ऐसीटिक अम्ल, तो हम आयनन शब्द का उपयोग करते हैं। यह बताता है कि आण्विक विद्युत् अपघट्य विलयन में आयनित होकर आयन बनाते हैं। एक मामले में आयन पहले से ही वहां होते हैं और वियोजित हो जाते हैं, जबकि दूसरे मामले में आयन विलयन में ही उत्पन्न होते हैं।

आइए एक और उदाहरण लेते हैं। फिर से दो बीकर लेते हैं, जिनमें क्रमशः मैग्नीशियम क्लोराइड और अमोनिया के 0.01 M सांद्रता के विलयन हैं। हम पाते हैं कि मैग्नीशियम क्लोराइड का विलयन उच्च चालकता वाला है जबकि अमोनिया का विलयन अपेक्षाकृत रूप से बहुत कम चालकता दर्शाता है। यह दर्शाता है कि आयनिक यौगिक, मैग्नीशियम क्लोराइड एक प्रबल विद्युत् अपघट्य है, जबकि आण्विक अमोनिया एक दुर्बल विद्युत् अपघट्य का उदाहरण है। इन दो मामलों में आयनों का बनना इस प्रकार दर्शाया जा सकता है—



आण्विक यौगिक या तो विद्युत् अनापघट्य या दुर्बल विद्युत् अपघट्य होते हैं, जबकि आयनिक यौगिक प्रबल विद्युत् अपघट्य होते हैं।

ऊपर लिए गए विद्युत् अपघट्यों के उदाहरणों के आधार पर, हम निष्कर्ष निकाल सकते हैं कि सामान्यतः आण्विक यौगिक या तो विद्युत् अनअपघट्य (जैसे चीनी) या दुर्बल विद्युत् अपघट्य (जैसे ऐसीटिक अम्ल) होते हैं, जबकि आयनिक यौगिक (जैसे NaCl तथा MgCl<sub>2</sub>) प्रबल विद्युत् अपघट्य होते हैं। परन्तु इसके कुछ अपवाद भी हैं, उदाहरण के लिए, यदि हम आण्विक यौगिक, HCl (g) को जल में विलेय करते हैं, तो हमें बहुत उच्च चालकता का विलयन प्राप्त होता है। हाइड्रोजन क्लोराइड गैस जल में विलेय होकर HCl (aq) देती है, जो कि एक प्रबल विद्युत् अपघट्य है और यह विलयन में पूर्ण रूप से आयनित होकर हाइड्रोजन आयन और क्लोराइड आयन देता है।



आप नोट कर सकते हैं कि ऐसीटिक अम्ल और अमोनिया के मामले में हमने आंशिक आयनन तथा आयनित और अनायनित स्पीशीज़ के मध्य साम्य को दर्शाने के लिए दोहरे तीर के निशान का उपयोग किया, जबकि हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के मामले में यह बताने के लिए कि इस मामले में पूर्ण आयनन हो रहा है हमने एक तीर के निशान का प्रयोग किया है।

### 7.2.2 आयनन की मात्रा

आइए आगे बढ़ते हैं तथा एक और प्रश्न उठाते हैं कि, "क्या दो दुर्बल विद्युत् अपघट्यों की विद्युत् चालकता समान होगी? उत्तर जानने के लिए, हम दो अलग-अलग बीकरों में ऐसीटिक अम्ल और क्लोरोऐसीटिक अम्ल के 0.001 M सांद्रता के जलीय विलयन लेते हैं। हम पाते हैं कि क्लोरोऐसीटिक अम्ल के विलयन की विद्युत् चालकता ऐसीटिक अम्ल के विलयन की विद्युत् चालकता की अपेक्षा बहुत अधिक होती है। एक परिकलन, जिसके बारे में आप अगली इकाई में सीखेंगे, दर्शाता है कि 0.001 M क्लोरोऐसीटिक अम्ल के विलयन में समान सांद्रता वाले ऐसीटिक अम्ल के विलयन की तुलना में लगभग 8.8 गुना अधिक आयन होते हैं। इसका अर्थ यह है कि क्लोरोऐसीटिक अम्ल, ऐसीटिक अम्ल की तुलना में अधिक आयनित होता है और इस कारण उसकी विद्युत् चालकता अधिक होती है।

दुर्बल विद्युत् अपघट्यों के आयनन की सीमा को **आयनन की मात्रा** (जिसे **वियोजन की मात्रा** भी कहते हैं) नामक पद के रूप में मापा या व्यक्त किया जा सकता है। इसे संकेत  $\alpha$  द्वारा दर्शाया जाता है और यह जलीय विलयन में उपस्थित दुर्बल विद्युत् अपघट्य के अणुओं का वह अंश होता है जो आयन उत्पन्न करता है। दूसरे शब्दों में, इसे विद्युत् अपघट्य के आयनित अणुओं तथा जल में विलेय विद्युत् अपघट्य के कुल अणुओं के अनुपात के रूप में देखा जा सकता है।

$$\text{आयनन की मात्रा} = \frac{\text{विद्युत् अपघट्य के आयनित अणुओं की संख्या}}{\text{विलेय विद्युत् अपघट्य के अणुओं की कुल संख्या}} \dots(7.6)$$

कभी-कभी आयनन की मात्रा को आयनन प्रतिशत के रूप में भी व्यक्त किया जाता है। यह आयनन की मात्रा को 100 से गुणा करके प्राप्त की जाती है।

$$\text{आयनन प्रतिशत} = \frac{\text{विद्युत् अपघट्य के आयनित अणुओं की संख्या}}{\text{विलेय विद्युत् अपघट्य के अणुओं की कुल संख्या}} \times 100 \% \dots(7.7)$$

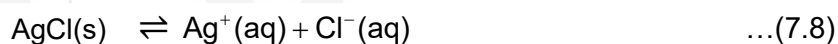
आइए दुर्बल विद्युत् अपघट्यों के आयनन की मात्रा को प्रभावित करने वाले कारकों के बारे में जानें।

### 7.2.3 दुर्बल विद्युत् अपघट्यों के आयनन की मात्रा को प्रभावित करने वाले कारक

आप जानते हैं कि प्रबल विद्युत् अपघट्य वे होते हैं जो विलयन में पूर्णतया आयनित हो जाते हैं, अर्थात् उनकी आयनन की मात्रा 1 होती है। परन्तु, दुर्बल विद्युत् अपघट्यों के

लिए आयनन की मात्रा 1 से बहुत कम होती है और नीचे दिए गए कारकों पर निर्भर करती है।

- (i) **विलायक की प्रकृति**—विलायक की प्रकृति एक महत्वपूर्ण कारक है, जो किसी विद्युत् अपघट्य के आयनन की मात्रा को निर्धारित करता है। एक उच्च परावैद्युतांक (dielectric constant) वाले विलायक की आयनन शक्ति उच्च होती है और यह विद्युत् अपघट्य के आयनन के पक्ष में होती है। सर्वोच्च परावैद्युतांक वाला पदार्थ जल सर्वश्रेष्ठ उपलब्ध विलायक है।
- (ii) **ताप**—आयनन की मात्रा विलयन के ताप के समानुपाती होती है। इसका अर्थ है कि उच्चतर ताप पर दुर्बल विद्युत् अपघट्य का आयनन अधिक होता है। इसे आयनन साम्य स्थिरांक पर ताप के प्रभाव के रूप में समझा जा सकता है। इसका अध्ययन आप बाद में करेंगे।
- (iii) **सम (उभयनिष्ठ) आयनों की उपस्थिति**—दुर्बल विद्युत् अपघट्य के आयनन की मात्रा ऐसे किसी प्रबल विद्युत् अपघट्य की उपस्थिति से प्रभावित होती है, जिसका एक आयन, दुर्बल विद्युत् अपघट्य से प्राप्त आयनों के साथ उभयनिष्ठ (common) होता है। इसे किसी अभिक्रिया में साम्यावस्था पर एक सम आयन (उत्पाद) को डालने के प्रभाव के रूप में समझा जा सकता है (ले-शातैलिए का नियम)। उदाहरण के लिए, अल्प विलेय  $\text{AgCl}$  की विलेयता  $\text{NaCl}$ , जो सम आयन ( $\text{Cl}^-$ ) देता है, की उपस्थिति में और कम हो जाती है।



$\text{NaCl}$  के वियोजन से प्राप्त  $\text{Cl}^-$  आयन  $\text{AgCl}$  के विलेयता साम्य को पीछे की ओर धकेल देते हैं और  $\text{AgCl}$  की विलेयता को घटा देते हैं। इसके बारे में आप इकाई 9 में विस्तार से पढ़ेंगे।

- (iv) **तनुकरण**—दुर्बल विद्युत् अपघट्यों के आयनन की मात्रा तनुकरण के साथ बढ़ती है। तनुकरण के प्रभाव को समझने के लिए, हमें आयनन स्थिरांक तथा ओस्टवाल्ड तनुता नियम को जानने की आवश्यकता है, जिसे हम अगले भाग में लेंगे। परन्तु आगे बढ़ने से पहले निम्नलिखित सरल प्रश्न को हल करके विद्युत् अपघट्यों तथा विद्युत् अनपघट्यों के बारे में अपनी समझ की जांच कर लें।

### बोध प्रश्न 1

उपयुक्त उदाहरण लेकर वियोजन और आयनन के मध्य अंतर को समझाइए।

## 7.3 आयनन स्थिरांक और ओस्टवाल्ड तनुता नियम

आपने सीखा है कि दुर्बल विद्युत् अपघट्य जलीय विलयनों में आंशिक रूप से आयनित होते हैं और इनके विलयनों में आयनित तथा अनायनित स्पीशीज़ के बीच एक साम्य होता है। इस प्रक्रिया को समझने के लिए एक आण्विक दुर्बल विद्युत् अपघट्य  $\text{AB}$  लेते

हैं जो आयनित होकर  $A^+$  और  $B^-$  आयन देता है। प्रारम्भ में,  $AB$  के कुछ अणु आयनित होकर आयन देते हैं, इसके अनुसरण में कुछ आयन पुनः जुड़कर अनायनित आविष्क विद्युत अपघट्य बनाते हैं। यह प्रक्रिया निरंतर चलती रहती है जब तक कि अनायनित विद्युत अपघट्य और उसके आयनों के मध्य साम्य स्थापित नहीं हो जाता। इस आयनन साम्य को निम्न प्रकार दर्शाया जा सकता है,



किसी दिए गए ताप पर विद्युत अपघट्य ( $AB$ ) के आयनित और अनायनित रूपों के आपेक्षिक अनुपात साम्य पर स्थित रहते हैं जिनमें  $AB$  के अनायनित अणु प्रमुख होते हैं। साम्य को साम्य स्थिरांक के रूप में अभिलक्षित किया जा सकता है, जैसा कि नीचे दर्शाया गया है।

$$K = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]} \quad \dots(7.11)$$

चूंकि साम्य स्थिरांक आयनन (या वियोजन) को दर्शाता है, अतः यह आयनन (या वियोजन) स्थिरांक कहलाता है। आयनन स्थिरांक का परिमाण विद्युत अपघट्य के आयनन की मात्रा पर निर्भर करता है। उच्च आयनन होने पर आयनन स्थिरांक का मान भी उच्च होता है।

### 7.3.1 ओस्टवाल्ड तनुता नियम

अम्लों और क्षारकों की रासायनिक बंधुताओं के अध्ययन की प्रक्रिया में विलहेल्म ओस्टवाल्ड ने (1888 में) द्रव्य अनुपाती क्रिया नियम (law of mass action) दुर्बल अम्लों के आयनन पर लागू किया और दुर्बल अम्लों के वियोजन के लिए वियोजन की मात्रा ( $\alpha$ ), उसकी सांद्रता ( $c$ ) और साम्य स्थिरांक ( $K$ ) के मध्य सरल गणितीय संबंध विकसित किया। यह संबंध ओस्टवाल्ड तनुता नियम (Ostwald's dilution law) कहलाता है तथा दुर्बल अपघट्यों के लिए मान्य है। इस संबंध को निम्न प्रकार से व्युत्पन्न किया जा सकता है।

आइए, एक दुर्बल विद्युत अपघट्य,  $AB$  पर विचार करें जो आंशिक रूप से आयनित होकर  $A^+$  और  $B^-$  आयन देता है और विलयन में आयनित तथा अनायनित स्पीशीज़ के मध्य साम्य को निम्न प्रकार दर्शाया जा सकता है,



यदि विद्युत अपघट्य की सांद्रता प्रारम्भ में  $c \text{ mol dm}^{-3}$  हो और हम मान लें कि इस सांद्रता पर आयनन (या वियोजन) की मात्रा ' $\alpha$ ' है, तब विलयन में विभिन्न स्पीशीज़ की प्रारंभिक तथा साम्य पर सांद्रता निम्न प्रकार से दर्शाई जा सकती है,

सांद्रता / $\text{mol dm}^{-3}$	$AB(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons A^+(aq) + B^-(aq)$		
प्रारंभिक सांद्रता	$c$	$0$	$0$
आयनन से परिवर्तन	$-c\alpha$	$c\alpha$	$c\alpha$
साम्य पर सांद्रता	$c(1-\alpha)$	$c\alpha$	$c\alpha$

अभिक्रिया के लिए साम्य स्थिरांक निम्न प्रकार लिखा जा सकता है—

$$K = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]} \quad \dots(7.13)$$

विभिन्न स्पीशीज़ की साम्य पर सांद्रताओं को साम्य स्थिरांक, समीकरण (7.13) में रखने पर, हम पाते हैं—

$$K = \frac{c\alpha \times c\alpha}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)} \quad \dots(7.14)$$

चूंकि, दुर्बल विद्युत् अपघट्यों के लिए,  $\alpha \ll 1$  होता है, इसलिए हम समीकरण (7.14) के हर में  $\alpha$  को छोड़ सकते हैं और लिख सकते हैं,

$$K = c\alpha^2 \quad \dots(7.15)$$

समीकरण (7.15) को पुनर्व्यवस्थित करके हल करने पर, हम पाते हैं,

$$\alpha = \sqrt{\frac{K}{c}} \quad \dots(7.16)$$

चूंकि  $c\alpha \frac{1}{V}$  जहाँ  $V$  विलयन का वो आयतन है जिसमें विलेय की कुछ मात्रा उपस्थित होती है, विलयन का आयतन  $V$  तनुकरण से बढ़ता है और हम लिख सकते हैं,

$$\alpha = \sqrt{KV} = K'\sqrt{V} = \frac{K'}{\sqrt{c}} \quad \therefore K' = \sqrt{K} \quad \dots(7.17)$$

यह ओस्टवाल्ड तनुता नियम का गणितीय व्यंजक है और इसका अर्थ है कि "दुर्बल विद्युत् अपघट्य के आयनन की मात्रा तनुता के वर्गमूल के समानुपाती होती है अथवा सांद्रता के वर्गमूल के व्युत्क्रमानुपाती होती है।

ओस्टवाल्ड तनुता नियम को चालकता मापनों का उपयोग करते हुए, विभिन्न तनुताओं पर दुर्बल अपघट्य के लिए आयनन की मात्रा निर्धारित करके प्रायोगिक रूप से सत्यापित किया जा सकता है। आयनन की मात्रा को किसी दी गई तनुता पर विद्युत् अपघट्य की चालकता और अनन्त तनुता पर इसकी चालकता के अनुपात के रूप में निर्धारित किया जाता है।

प्रबल विद्युत् अपघट्य सभी तनुताओं पर पूर्ण रूप से आयनित होते हैं।

$$\alpha = \frac{\lambda_V}{\lambda_\infty} \quad \dots(7.18)$$

जहाँ,  $\lambda_V$  और  $\lambda_\infty$  क्रमशः तनुता  $V$  और अनंत तनुता पर तुल्य चालकताएँ (equivalent conductances) हैं। आप यहाँ यह बात नोट कर सकते हैं कि यह नियम प्रबल विद्युत् अपघट्यों के लिए मान्य नहीं है, क्योंकि प्रबल विद्युत् अपघट्य सभी तनुताओं पर पूर्ण रूप से आयनित होते हैं। यह आकलन करने के लिए कि आपने ओस्टवाल्ड नियम को समझा है या नहीं, निम्नलिखित प्रश्न को हल करें।

## बोध प्रश्न 2

ओस्टवाल्ड तनुता नियम बताएँ और उसे समझाएँ ।

## 7.4 अम्लों और क्षारकों के सिद्धांत: एक पुनर्विलोकन

आपने अपनी पिछली कक्षाओं में अम्लों और क्षारकों के बारे में अवश्य पढ़ा होगा। आप यह भी जानते होंगे कि अम्लों और क्षारकों के विभिन्न सिद्धांत हैं। चूंकि हम अम्लों और क्षारकों के जलीय विलयनों में साम्यों पर अध्ययन करने जा रहे हैं इसलिए यह उचित होगा कि हम अम्लों और क्षारकों के मूल सिद्धांतों पर फिर से एक नज़र डाल लें।

### 7.4.1 आरेनियस सिद्धांत

यह अम्लों और क्षारकों का सबसे पहला और सामान्यतः उपयोग में आने वाला सिद्धांत है। इसे सन् 1884 में स्वांते आरेनियस ने विद्युत् अपघट्यों के वैद्युत गुणों को समझाते समय दिया गया था। सन् 1884 से पहले, यह माना जाता था कि कुछ पदार्थों के विलयनों में विद्युत् धारा प्रवाहित करने पर आवेशित स्पीशीज़ उत्पन्न होती है जो विलयन की चालकता के लिए उत्तरदायी होती हैं। इस विश्वास के विपरीत आरेनियस ने प्रस्तावित किया कि विद्युत् अपघट्यों के विलयनों की चालकता के लिए विद्युत् धारा का प्रवाह आवश्यक नहीं है, ये पदार्थ जब जल में विलेय किए जाते हैं तो ये आयनों में वियोजित हो जाते हैं और विद्युत् धारा का चालन करते हैं। अम्ल तथा क्षारक ऐसे पदार्थों के उदाहरण हैं। आरेनियस की परिभाषा के अनुसार अम्ल वह पदार्थ है जो जलीय विलयन में वियोजित होकर हाइड्रोजन आयन ( $H^+$ ) उपलब्ध कराते हैं। आरेनियस के अनुसार अम्ल HA की वियोजन क्रिया इस प्रकार प्रदर्शित की जा सकती है,



जहाँ  $A^-$  अम्ल का ऋणायन है। इसी प्रकार, एक अम्ल HX निम्न प्रकार से वियोजित होगा,



सभी अम्लों के विलयनों में  $H^+$  आयनों का बनना, सभी अम्लों के गुणों की समानता की व्याख्या करता है। हाइड्रोक्लोरिक अम्ल (HCl), आरेनियस अम्ल का एक उदाहरण है, जिसका वियोजन निम्न प्रकार दर्शाया जा सकता है,



परन्तु यह नोट करना उचित होगा कि जलीय विलयनों में इस प्रकार प्राप्त हाइड्रोजन आयन स्वतंत्र रूप से नहीं रह सकते, ये विलयन में उपलब्ध जल के अणुओं से जुड़ जाते हैं। इसका कारण यह है कि हाइड्रोजन आयन आकार में बहुत छोटे ( $\sim 10^{-15} m$ ) होते हैं और प्रत्येक हाइड्रोजन आयन पर एक इकाई धन आवेश होता है। अपने उच्च आवेश घनत्व (आवेश/आकार) के कारण  $H^+$  आयन के लिए जल जैसे ध्रुवीय विलायक में स्वतंत्र अस्तित्व रखना असम्भव हो जाता है। अतः, यह स्वयं को जल के अणु से जोड़कर  $H_3O^+$  आयन बनाता है, जो **हाइड्रोनियम आयन** (या ऑक्सोनियम आयन या हाइड्रॉक्सोनियम आयन) कहलाता है।

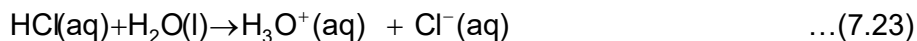
इसका बनना इस प्रकार होता है—



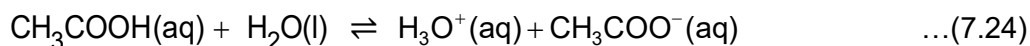
ऐसे में HCl के आयनन को इस प्रकार दर्शाया जा सकता है,

आरेनियस को उनके "वियोजन विद्युत-अपघटन सिद्धांत द्वारा रसायन विज्ञान की प्रगति हेतु दी गई अतिविशिष्ट सेवाओं के सम्मान में "रसायन विज्ञान में 1903 का नोबेल पुरस्कर दिया गया था।

आधुनिक खोजों के अनुसार हाइड्रोजन आयन अधिक से अधिक जल के चार अणुओं से जुड़ सकता है। और यह विलयन में  $H_9O_4^+$  (aq) के रूप से रहता है।



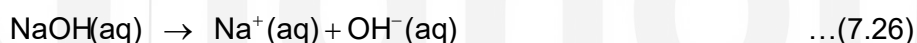
अतः आरेनियस संकल्पना के आधुनिक प्रारूप के अनुसार एक अम्ल को उस पदार्थ के रूप में परिभाषित किया जा सकता है जो जल में विलेय होकर हाइड्रोनियम आयन,  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$  उत्पन्न करता है। यहां पर एक अन्य प्रकार के अणुओं का उल्लेख उचित होगा जो भी जल में घोलने पर हाइड्रोनियम आयनों की सांद्रता को बढ़ाते हैं। ये आयनन द्वारा हाइड्रोनियम आयन उत्पन्न करते हैं जैसे ऐसीटिक अम्ल। ऐसीटिक अम्ल के आयनन को निम्न प्रकार से दर्शाया जा सकता है।



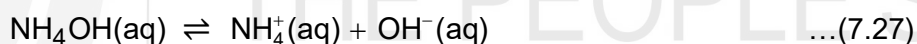
ऐसे अम्लों को **दुर्बल अम्ल** कहते हैं इनके बारे में आप अगली इकाई में विस्तार से पढ़ेंगे। दूसरी ओर आरेनियस के सिद्धांत के अनुसार एक क्षारक को उस पदार्थ के रूप में परिभाषित किया जा सकता है, जो जलीय विलयनों में वियोजित होकर हाइड्रॉक्साइड आयन ( $\text{OH}^-$ ) बनाता है।



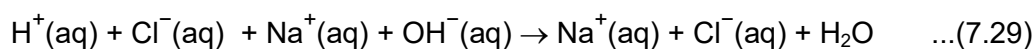
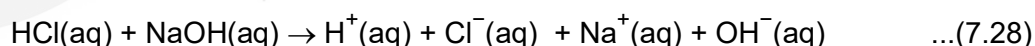
जहां  $\text{M}^+$  क्षारक का धनायन होता है। सोडियम हाइड्रॉक्साइड आरेनियस क्षारक का एक उदाहरण है। यह निम्न प्रकार से वियोजित होता है,



दुर्बल अम्लों की तरह ही कुछ अणु दुर्बल क्षारकों की तरह कार्य करते हैं तथा आयनन द्वारा हाइड्रॉक्साइड आयन उत्पन्न करते हैं। उदाहरण के लिए एक दुर्बल क्षारक अमोनियम हाइड्रॉक्साइड के आयनन को इस प्रकार दर्शाया जा सकता है



एक प्रबल अम्ल (जैसे HCl) और एक प्रबल क्षारक (जैसे NaOH) के बीच उदासीनीकरण अभिक्रिया को इस प्रकार दिखाया जा सकता है,



समीकरण 7.29 में समान पदों को काटने पर



जैसा ऊपर देखा जा सकता है कि  $\text{Na}^+$  तथा  $\text{Cl}^-$  आयन उदासीनीकरण क्रिया में भाग नहीं लेते। ऐसे आयनों को दर्शक आयन (spectator ion) कहा जाता है। अतः आरेनियस सिद्धांत के अनुसार एक प्रबल अम्ल और एक प्रबल क्षारक के मध्य उदासीनीकरण अभिक्रिया मूलतः एक हाइड्रोजन आयन और एक हाइड्रॉक्साइड आयन के बीच अभिक्रिया होती है, जिसमें जल का अणु बनता है। इस प्रकार हम देखते हैं कि आरेनियस सिद्धांत बहुत सरल है और काफी हद तक पदार्थों के अम्ल-क्षारक व्यवहार को स्पष्ट करता है। परन्तु इसकी कुछ परिसीमाएँ भी हैं, जैसे कि

- यह केवल जलीय विलयनों पर ही लागू होता है,
- यह कुछ पदार्थों जिनमें हाइड्रोजन नहीं होती (जैसे  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ) के अम्लीय व्यवहार को या जिनमें OH नहीं होता (जैसे  $\text{NH}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) के क्षारकीय व्यवहार को स्पष्ट नहीं करता है।

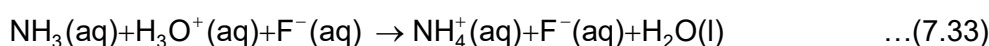
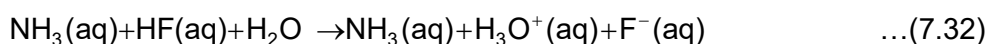
### 7.4.2 ब्रन्सटेड और लोरी सिद्धांत

1923 में, डैनिश रसायनज्ञ जोहनेस एन ब्रन्सटेड और ब्रिटिश रसायनज्ञ थॉमस एम लोरी ने स्वतंत्र रूप से आरेनियस सिद्धांत की सीमाओं में से एक को ध्यान में रखते हुए एक व्यापक और व्यवहारिक सिद्धांत प्रस्तुत किया। इनके अनुसार, अम्ल वह पदार्थ होता है जो दूसरे पदार्थ को एक हाइड्रोजन आयन ( $\text{H}^+$ ) दे सकता है और क्षारक वह पदार्थ होता है जो किसी दूसरे पदार्थ से एक हाइड्रोजन आयन ग्रहण कर सकता है। ऐसे में अम्ल-क्षारक अभिक्रियाएं केवल प्रोटॉन-स्थानांतरण अभिक्रियाएं बन जाती हैं और उनमें जल की विलायक के रूप में होने की अनिवार्यता नहीं रह जाती। अतः इस सिद्धांत के अनुसार, हाइड्रोजन युक्त अणु या आयन, जो हाइड्रोजन आयन देने या स्थानांतरित करने में सक्षम होता है, अम्ल कहलाता है, जबकि जो अणु या आयन हाइड्रोजन आयन ग्रहण कर सकता है, एक क्षारक होता है। दूसरे शब्दों में, यह परिभाषा प्रोटॉनिक तंत्रों पर लागू होती है। आइए कुछ उदाहरण लेते हैं।

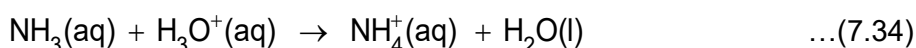
अमोनिया ( $\text{NH}_3$ ) और हाइड्रोजन फ्लुओराइड ( $\text{HF}$ ) के मध्य गैसीय अवस्था में अभिक्रिया को इस प्रकार दिया जा सकता है—



यहाँ, HF एक अम्ल की भांति कार्य करता है (चूंकि यह एक हाइड्रोजन आयन दान दे रहा है या स्थानांतरित कर रहा है) और  $\text{NH}_3$  एक क्षारक की भांति कार्य करती है (चूंकि यह एक हाइड्रोजन आयन ग्रहण करती है)। आप इस उदाहरण में नोट कर सकते हैं कि इसमें विलायक की कोई भूमिका नहीं है। लेकिन यह सिद्धांत जलीय विलयनों पर भी लागू होता है। आइए जलीय माध्यम में अम्ल-क्षारक व्यवहार के कुछ उदाहरण लेते हैं। जलीय माध्यम में अमोनिया और HF के बीच अभिक्रिया को इस प्रकार लिखा जा सकता है,



समीकरण 7.33 में दोनों ओर  $\text{F}^-$  को हटाने पर,

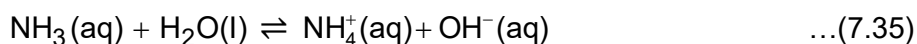


यह अभिक्रिया अमोनिया की क्षारकीय प्रकृति को हाइड्रोनियम आयन से हाइड्रोजन आयन ग्रहण करने के रूप में स्पष्ट करती है। यह हाइड्रोनियम आयन HF द्वारा जल पर हाइड्रोजन आयन के स्थानांतरण से प्राप्त होता है। इस प्रकार इस अभिक्रिया में विलायक (जल) हाइड्रोजन आयन को HF से अमोनिया पर स्थानांतरित करने में एक मध्यस्थ की भूमिका निभाता है। यह HF से एक हाइड्रोजन आयन लेकर हाइड्रोनियम आयन बनाता है (समीकरण 7.32) और फिर उस हाइड्रोजन आयन को अमोनिया पर

एक अम्ल में कम से कम एक आयनित होने योग्य H परमाणु होता है, और एक क्षारक में एक परमाणु इलेक्ट्रॉनों के एक एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म युक्त होता है जहां प्रोटॉन बन्ध बना सकता है।

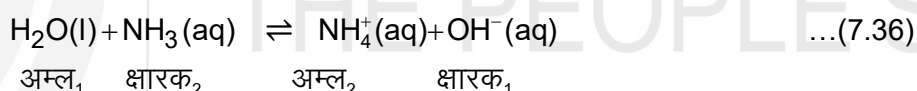
किसी अम्ल-क्षारक अभिक्रिया में एक संयुग्मी अम्ल-क्षारक युगल में दो स्पीशीज़ होती हैं—एक अम्ल और दूसरी क्षारक जो एक प्रोटॉन लेने या देने की दृष्टि से भिन्न होती हैं।

स्थानांतरित करके अमोनियम आयन बनाता है (समीकरण 7.33)। अब, आप नोट कर सकते हैं कि ब्रन्स्टेड-लोरी सिद्धांत के अनुसार, किसी भी अम्ल-क्षारक साम्य में, आगे ओर पीछे दोनों दिशाओं में हाइड्रोजन आयन स्थानांतरण शामिल रहते हैं। आइए  $\text{NH}_3$  की  $\text{H}_2\text{O}$  के साथ अभिक्रिया पर विचार करते हैं,

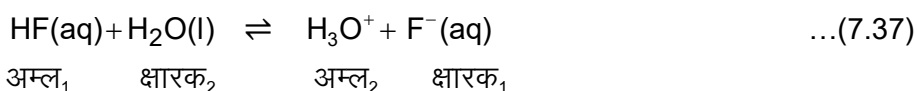


यहाँ, अग्र अभिक्रिया में  $\text{NH}_3$  एक क्षारक का व्यवहार दर्शाता है क्योंकि यह एक हाइड्रोजन आयन ग्रहण कर रहा है और  $\text{H}_2\text{O}$  एक अम्ल की तरह कार्य कर रहा है, क्योंकि यह अमोनिया अणु पर अपना हाइड्रोजन आयन स्थानांतरित करता है। विपरीत अभिक्रिया में  $\text{NH}_4^+$  आयन अम्ल की तरह कार्य करता है और  $\text{OH}^-$  आयन क्षारक की तरह व्यवहार करता है। जब एक अम्ल (यहाँ  $\text{H}_2\text{O}$ ) अपना हाइड्रोजन आयन दूसरे पदार्थ को देता है या उस पर स्थानांतरित करता है तो उसका शेष भाग एक क्षारक (यहाँ  $\text{OH}^-$ ) बन जाता है और यह उस अम्ल का **संयुग्मी क्षारक** कहलाता है। इसी प्रकार जब कोई क्षारक (यहाँ  $\text{NH}_3$ ) किसी दूसरे पदार्थ से एक हाइड्रोजन आयन ग्रहण करता है तो वह एक अम्ल (यहाँ  $\text{NH}_4^+$ ) बन जाता है और क्षारक का **संयुग्मी अम्ल** कहलाता है।  $\text{NH}_4^+$  और  $\text{NH}_3$  (या  $\text{H}_2\text{O}$  और  $\text{OH}^-$ ) मिलकर एक संयुग्मी अम्ल-क्षारक युगल कहलाते हैं। एक संयुग्मी अम्ल-क्षारक युगल को एक तिरछी लाइन लगा कर दर्शाया जाता है, जैसे  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ । ऐसे युगल में अम्ल को क्षारक का संयुग्मी अम्ल कहते हैं, जबकि क्षारक अम्ल का संयुग्मी क्षारक होता है।

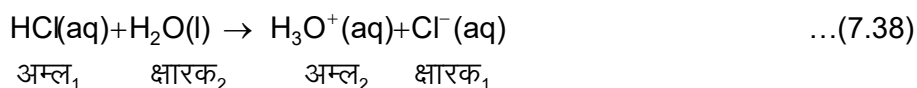
यह नोट करना महत्वपूर्ण है कि साम्य अभिक्रिया में, प्रत्येक अम्ल-क्षारक युगल के सदस्यों को समान संख्या द्वारा दर्शाया जाता है, जैसा कि नीचे दिया गया है।



साम्य की स्थिति शामिल अम्लों और क्षारकों की आपेक्षित प्रबलताओं द्वारा निर्धारित होती है। आइए इसे समझने के लिए जल में हाइड्रोजन फ्लुओराइड के आयनन का उदाहरण लेते हैं। साम्य को इस प्रकार दिया जा सकता है—



इस उदाहरण में, HF अणुओं के आयनन से प्राप्त  $\text{H}^+$  आयनों को  $\text{F}^-$  आयनों अथवा  $\text{H}_2\text{O}$  के अणुओं द्वारा ग्रहण किया जा सकता है। यदि जल के अणु हाइड्रोजन आयन ग्रहण कर लेते हैं तो अभिक्रिया अग्र दिशा में जाती है। दूसरी ओर यदि  $\text{F}^-$  आयन हाइड्रोजन आयन ले लेते हैं तो अभिक्रिया बायीं ओर जाती है। प्रायोगिक तौर पर ऐसा पाया गया है, कि यह साम्य थोड़ा बायीं ओर होता है, जो दर्शाता है कि  $\text{F}^-$  आयन  $\text{H}_2\text{O}$  की तुलना में एक प्रबल क्षारक है। आइए एक दूसरा उदाहरण लेते हैं, जैसे HCl का जल में विलेय होना।

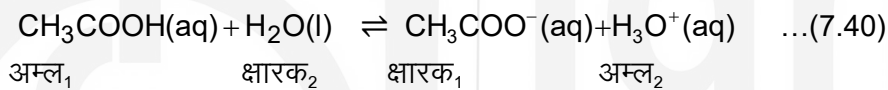
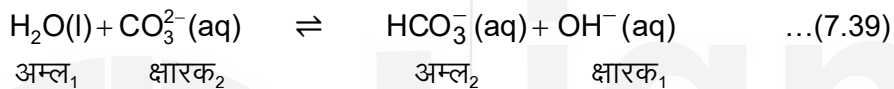


एक संयुग्मी अम्ल-क्षारक युगल में, दुर्बल अम्ल का संयुग्मी क्षारक प्रबल होता है, जबकि प्रबल अम्ल का संयुग्मी क्षारक दुर्बल होता है।

इस मामले में, HCl के आयनन से प्राप्त हाइड्रोजन आयन, H<sub>2</sub>O अणुओं या Cl<sup>-</sup> आयनों द्वारा ग्रहण किए जा सकते हैं। जैसा हम जानते हैं कि HCl तनु जलीय विलयन में पूर्ण रूप से आयनित होता है, अर्थात् अभिक्रिया पूर्णतया: अग्र दिशा में होती है। इसका अर्थ है कि Cl<sup>-</sup> आयन H<sub>2</sub>O की तुलना में बहुत दुर्बल क्षारक है। हम इन दो उदाहरणों से क्या निष्कर्ष निकाल सकते हैं?

हाँ, आप सही हैं। हम इन उदाहरणों से यह निष्कर्ष निकाल सकते हैं कि एक संयुग्मी अम्ल-क्षारक युगल में, दुर्बल अम्ल का संयुग्मी क्षारक प्रबल होता है, जबकि प्रबल अम्ल का संयुग्मी क्षारक दुर्बल होता है।

जैसा कि ऊपर बताया गया है, ब्रन्सटेड और लोरी संकल्पना के अनुसार, अम्ल में कम से कम एक आयनित होने योग्य H परमाणु होता है, और क्षारक में एक एकाकी इलेक्ट्रॉन युगल युक्त परमाणु होता है जिस पर हाइड्रोजन आयन जुड़ सकता है। यदि किसी पदार्थ में आयनित होने वाले प्रोटॉन के साथ-साथ एकाकी इलेक्ट्रॉन युगल भी हो तो वह अम्ल और क्षारक दोनों रूप में व्यवहार कर सकता है, जो इस बात पर निर्भर करेगा कि अभिक्रिया में दूसरा पदार्थ क्या है। जल ऐसे ही लक्षणों वाला एक रोचक अणु है; आइए, नीचे दिए गए दो उदाहरणों को देखते हैं—



आप नोट कर सकते हैं कि पहले मामले में H<sub>2</sub>O कार्बोनेट आयन को एक हाइड्रोजन आयन देकर एक अम्ल की तरह कार्य कर रहा है, जबकि दूसरे मामले में यह ऐसीटिक अम्ल से हाइड्रोजन आयन ग्रहण कर एक क्षारक की तरह व्यवहार करता है। ऐसा पदार्थ जो अम्ल और क्षारक दोनों प्रकार का व्यवहार दर्शाता है, उभयधर्मी (amphoteric) पदार्थ कहलाता है।

प्रोटॉन स्थानांतरण वाली ब्रन्सटेड-लोरी संकल्पना के समान जर्मनी के रसायनज्ञ हरमन लक्स ने 1939 में एक अन्य संकल्पना प्रस्तावित की, जिसे 1947 के आस-पास एच. पलड ने विस्तार दिया था। इस संकल्पना में अम्ल-क्षारक अभिक्रियाओं में ऑक्साइड आयन का स्थानांतरण शामिल था। लक्स-पलड की परिभाषा के अनुसार अम्ल वह पदार्थ है जो ऑक्साइड ग्रहण करता है और क्षारक वो जो ऑक्साइड देता है। यह परिभाषा अप्रोटॉनिक तंत्रों को शामिल करती है, उदाहरण के लिए,



यहाँ CaO ऑक्साइड देता है, अतः यह एक क्षारकीय ऑक्साइड है, जबकि SiO<sub>2</sub> एक ऑक्साइड ग्राही है तथा इस कारण यह एक अम्लीय ऑक्साइड है।

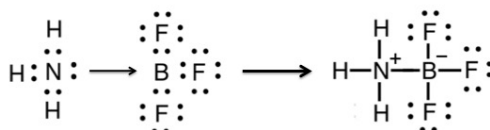
लक्स-पलड की परिभाषा के अनुसार अम्ल वह पदार्थ है जो ऑक्साइड ग्रहण करता है और क्षारक वह जो ऑक्साइड देता है।

आपने यह अनुभव किया होगा कि ब्रन्सटेड-लोरी संकल्पना की व्यवहारिकता आरेनियस संकल्पना से व्यापक है, क्योंकि यह विलायक की प्रकृति पर निर्भर नहीं करती। परन्तु ब्रन्सटेड-लोरी सिद्धांत की भी परिसीमा है, कि यह केवल प्रोटॉनिक तंत्रों पर ही लागू होता है, क्योंकि यह अम्ल/क्षारक व्यवहार में प्रोटॉन को शामिल करने पर बल देता है।

साथ ही, कुछ ऐसे पदार्थ भी हैं, जिनका अम्ल-क्षारक व्यवहार आरेनियस या ब्रन्सटेड-लोरी सिद्धांतों से नहीं समझाया जा सकता है। उदाहरण के लिए,  $\text{AlCl}_3$  में हाइड्रोजन परमाणु नहीं है परन्तु यह अम्लीय पदार्थ के समान व्यवहार करता है, तथा  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  जिसमें  $\text{OH}$  नहीं है और न ही यह प्रोटॉन ग्रहण करता है, परन्तु एक क्षारक के अनुसार व्यवहार करता है।

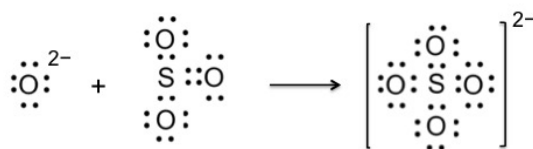
### 7.4.3 लूइस का सिद्धांत

सन् 1923 में जी.एन. लूइस ने अम्लों और क्षारकों का एक और सिद्धांत प्रस्तावित किया, जिसकी व्यापकता और अधिक व्यापक थी। यह  $\text{H}^+$  या  $\text{OH}^-$  आयनों वाले समुदायों तक सीमित नहीं है, बल्कि गैसों और ठोसों में होने वाली अभिक्रियाओं पर भी लागू होता है। उन्होंने अम्ल को एक ऐसी स्पीशीज़ (परमाणु, अणु या आयन) के रूप में परिभाषित किया, जो किसी दूसरी स्पीशीज़ से इलेक्ट्रॉन युगल लेकर एक सहसंयोजक बंध बना सकती है और एक क्षारक वह स्पीशीज़ होती है जो किसी दूसरी स्पीशीज़ को इलेक्ट्रॉन युगल देकर सहसंयोजक बंध बना सकती है। इस प्रकार के अम्ल और क्षारक **लूइस अम्ल और क्षारक** कहलाते हैं। लूइस अम्ल वो स्पीशीज़ होती है जिनके पास रिक्त आर्बिटल होते हैं जो इलेक्ट्रॉन युगलों को समायोजित कर सकते हैं और लूइस क्षारक वे स्पीशीज़ होती हैं जिनके पास साझा करने के लिए एकाकी इलेक्ट्रॉन युगल उपलब्ध होते हैं। आइए कुछ उदाहरण लेते हैं,



लूइस क्षारक    लूइस अम्ल

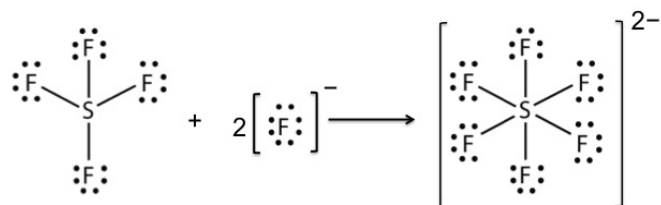
इस मामले में एकाकी इलेक्ट्रॉन युगल अमोनिया (क्षारक) द्वारा दिया जा रहा है और इसे इलेक्ट्रॉन न्यून (electron deficient) अणु  $\text{BF}_3$  (अम्ल) द्वारा ग्रहण किया जा रहा है। इस अभिक्रिया को इस प्रकार देखा जा सकता है, जिसमें कोई अपूर्ण अष्टक वाला अणु ( $\text{BF}_3$ ) एक एकाकी इलेक्ट्रॉन युगल स्वीकार करके अपना अष्टक पूरा कर रहा है। निम्नलिखित अभिक्रिया में,  $\text{SO}_3$  एक लूइस अम्ल है जो ऑक्साइड आयन से इलेक्ट्रॉन युगल लेता है, और सल्फर परमाणु पर इलेक्ट्रॉनों के अष्टक को पूरा करता है।



लूइस क्षारक    लूइस अम्ल

कभी-कभी एक अणु अथवा आयन इलेक्ट्रॉन युगल ग्रहण करने के लिए अपने अष्टक को विस्तारित भी कर सकता है। उदाहरण के लिए,  $\text{SiF}_4$  और  $\text{F}^-$  आयनों के मध्य अभिक्रिया से  $\text{SiF}_6$  बनने में, अम्ल ( $\text{SiF}_4$ ) दो  $\text{F}^-$  आयनों (लूइस क्षारकों) से दो इलेक्ट्रॉन युगल ग्रहण करता है। यहाँ सिलिकन परमाणु फ्लोराइड आयनों को समायोजित करने

के लिए अपना अष्टक विस्तारित करता है। आप देख सकते हैं कि  $\text{SiF}_6$  में सिलिकॉन परमाणु पर कुल 12 इलेक्ट्रॉन होते हैं।



लूइस क्षारक      लूइस अम्ल

एक लूइस अम्ल-लूइस क्षारक अभिक्रिया का उत्पाद **योगोत्पाद(adduct)** या संकलन यौगिक कहलाता है। आप जानते हैं कि किसी इलेक्ट्रॉन समृद्ध स्पीशीज़ द्वारा एक इलेक्ट्रॉन न्यून स्पीशीज़ को इलेक्ट्रॉन युगल देने से बनने वाला बंध **उपसहसंयोजक बंध (Coordinate covalent bond)** कहलाता है। इस प्रकार एक योगोत्पाद में दो स्पीशीज़ एक उपसहसंयोजक आबंध द्वारा जुड़ी होती है। विभिन्न अम्ल-क्षारक सिद्धांतों का स्मरण करने के बाद आप निम्नलिखित बोध प्रश्नों को हल करके अपनी समझ को क्यों नहीं परखते ?

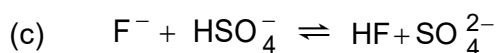
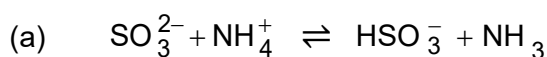
### बोध प्रश्न 3

दी गई सारणी के पहले कॉलम में दी गई स्पीशीज़ अम्लों के सामन कार्य करती है। इनके संयुग्मी क्षारकों को दूसरे कॉलम में लिखें।

अम्लीय स्पीशीज़	संयुग्मी क्षारक
$\text{HPO}_4^{2-}$	.....
$\text{HOCl}$	.....
$\text{PH}_4^+$	.....

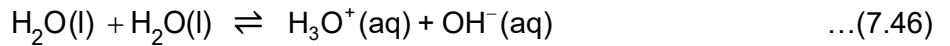
### बोध प्रश्न 4

निम्नलिखित रासायनिक अभिक्रियाओं में संयुग्मी अम्ल-क्षारक युग्मों की पहचान करें।



## 7.5 जल का आयनी गुणनफल, $K_w$

शुद्ध जल को सामान्यतः विद्युत् अनअपघट्य माना जाता है, क्योंकि इसकी विद्युत् चालकता इतनी कम होती है कि उसे नगण्य मान लिया जाता है। परन्तु इसकी चालकता शून्य नहीं होती, जो संकेत देता है कि शुद्ध जल में भी आयन उपस्थिति होते हैं। ये आयन कहाँ से आते हैं? इस प्रश्न का उत्तर देने के लिए, हम जल के एक महत्वपूर्ण गुण यानि उसकी उभयधर्मी (amphoteric) प्रकृति को याद करते हैं, अर्थात् जल एक दुर्बल अम्ल के साथ-साथ एक दुर्बल क्षारक की तरह भी कार्य कर सकता है। जल के एक नमूने में जल के कुछ अणु हाइड्रोजन आयन दान (अम्लीय व्यवहार) करते हैं जो कि उतने ही जल के अणुओं द्वारा (क्षारक के रूप में कार्य करते हुए), ग्रहण कर लिए जाते हैं जैसा कि नीचे दिखाया गया है,



परिणामस्वरूप जल के नमूने में  $\text{H}_3\text{O}^+$  आयनों और  $\text{OH}^-$  आयनों की एक छोटी सांद्रता उत्पन्न हो जाती है और यह प्रक्रिया जल का स्वतः प्रोटोपघटन (autoprotolysis) या स्वतः आयनन (autoionisation) कहलाती है। जल का स्वतः प्रोटोपघटन बताता है कि किसी अन्य पदार्थ की उपस्थिति के बिना भी जल उभयधर्मी पदार्थ के रूप में कार्य कर सकता है। समीकरण (7.46) में दिए गए साम्य को एक साम्य स्थिरांक से दर्शाया जाता है, जिसके व्यंजक को निम्न प्रकार लिखा जा सकता है।

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} \quad \dots(7.47)$$

चूंकि जल के आयनन की मात्रा बहुत कम होती है, अर्थात् जल के बहुत ही कम अणु आयनित होते हैं इसलिए नमूने में  $\text{H}_2\text{O}$  की सांद्रता अपरिवर्तित (स्थिर) रहती है। समीकरण (7.47) को एक नए स्थिरांक  $K_w$  को परिभाषित करने के लिए निम्न प्रकार पुनर्व्यवस्थित किया जा सकता है,

$$K_{\text{eq}} \times [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w \quad \dots(7.48)$$

यह स्थिरांक,  $K_w$ , जल का आयन-गुणनफल स्थिरांक (ionic product constant of water) कहलाता है। अर्थात्,  $K_w$  को किसी दिए गए ताप पर जल के नमूने में  $\text{H}_3\text{O}^+$  और  $\text{OH}^-$  आयनों की मोलर सान्द्रता के गुणनफल के रूप में परिभाषित किया गया है।  $K_w$  का मान विभिन्न तापमानों पर अति शुद्ध आसुत जल के विद्युत् चालकता के मापन द्वारा प्रायोगिक रूप से निर्धारित किया गया है और 298 K पर इसका मान  $1.0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}$  पाया गया है।  $K_w$  का उपयोग करके हम जल में  $\text{H}_3\text{O}^+$  तथा  $\text{OH}^-$  आयनों की सांद्रता ज्ञात कर सकते हैं। चूंकि जल के अणु का स्वतः प्रोटोपघटन हमें दोनो प्रकार के आयन ( $\text{H}_3\text{O}^+$  तथा  $\text{OH}^-$ ) समान संख्या में देता है, अतः हम लिख सकते हैं,

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 = 1.0 \times 1.0^{-14} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6} \quad \dots(7.49)$$

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \times 1.0^{-7} \text{ mol dm}^{-3} \quad \dots(7.50)$$

अतः 298 K ताप पर शुद्ध जल और उदासीन विलयनों में,

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \times 1.0^{-7} \text{ mol dm}^{-3} \quad \dots(7.51)$$

अम्लीय विलयनों में यह समानता नहीं रहती और हाइड्रोनियम आयन, हाइड्रॉक्साइड आयनों की तुलना में अधिक होते हैं। इसी प्रकार, क्षारकीय विलयनों में  $\text{OH}^-$  आयन अपेक्षाकृत अधिक होते हैं। आप यहाँ ध्यान दें कि हाइड्रोनियम आयन और हाइड्रॉक्साइड आयन सभी जलीय विलयनों में उपस्थित रहते हैं, और ये सदा जल के अणुओं के साथ साम्य अवस्था में होते हैं। ऊपर वर्णित स्वतः प्रोटोपघटन साम्य सभी जलीय विलयनों पर लागू होता है और इन विलयनों के लिए जल का आयन-गुणनफल समीकरण मान्य होता है।

### 7.5.1 pH स्केल

अम्लों और क्षारकों के जलीय विलयनों में  $\text{H}_3\text{O}^+$  तथा  $\text{OH}^-$  आयनों की सांद्रता एक व्यापक रेंज में पाई जाती है और यह विलयन बनाने के लिए जल में मिलाए गए अम्ल या क्षारक की मात्रा पर निर्भर करती है। इन आयनों की सांद्रता को मात्रात्मक रूप से व्यक्त करने के लिए, विशेष रूप से तनु ( $< 0.01 \text{ M}$ ) विलयनों में, हमें 10 की ऋणात्मक घात का उपयोग करने की आवश्यकता होती है और इन संख्याओं के साथ काम करना काफी असुविधाजनक होता है। वर्ष 1909 में एक डैनिश वनस्पती शास्त्री एस.पी.एल. सॉरेन्सन ने, बीयर को तैयार करते समय, जलीय विलयनों में  $\text{H}^+$  आयनों की सांद्रताओं या "पोटेन्शियल" (सामर्थ्य) को व्यक्त करने के लिए एक व्यावहारिक पैमाना सुझाया और इसे pH स्केल नाम दिया। उन्होंने pH को विलयन में हाइड्रोजन आयनों (अब हाइड्रोनियम आयनों) की मोलर सांद्रता के ऋणात्मक लघुगुणांक (आधार 10) के रूप में परिभाषित किया। अर्थात्

$$\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}^+] \quad \text{अथवा} \quad -\log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \dots(7.52)$$

अक्षर p को जर्मन भाषा के शब्द 'potenz' से लिया गया जिसका अर्थ सामर्थ्य होता है और वर्ग कोष्ठक में रखा गया मान हाइड्रोजन आयनों की मोलर सांद्रता को प्रदर्शित करता है। उदाहरण के लिए, यदि हमारे पास एक जलीय विलयन है जिसमें हाइड्रोजन आयनों की सांद्रता  $1.0 \times 10^{-3} \text{ M}$  है, तो इसका pH मान इस प्रकार ज्ञात किया जा सकता है,

$$\text{pH} = -\log_{10} [1 \times 10^{-3}] = -[-3] = 3$$

इस पैमाने का मूल तर्क यह था कि 10 की ऋणात्मक घातों में व्यक्त की गई संख्याओं का लघुगुणांक लेने से हाइड्रोजन आयनों की सांद्रता को सरल ऋणात्मक संख्याओं (जैसे,  $\log_{10} 10^{-3} = -3$ ) द्वारा दर्शाया जा सकता है। परन्तु इसे और अधिक सुविधाजनक बनाने के लिए -1 से गुणा किया गया ताकि अम्लों और क्षारकों के जलीय विलयनों में हाइड्रोजन आयनों की सांद्रताओं को सरल धनात्मक संख्याओं द्वारा व्यक्त किया जा सके।

जैसा कि ऊपर समीकरण (7.51) में बताया गया है, शुद्ध जल और उदासीन विलयनों में 298 K पर हाइड्रोनियम आयनों की सांद्रता  $1.0 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$  होती है और इस प्रकार इसका pH मान 7.0 होगा।

$$\text{pH} = -\log_{10} [1 \times 10^{-7}] = -[-7] = 7$$

298 K पर जलीय विलयनों के लिए

उदासीन विलयन:

$$\text{pH} = 7.0$$

अम्लीय विलयन:

$$\text{pH} < 7.0$$

क्षारकीय विलयन:

$$\text{pH} > 7.0$$

अम्लीय विलयनों के लिए हाइड्रोनियम आयनों की सांद्रता  $1.0 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$  से अधिक होगी, और इनकी pH का मान 7 से कम होगा। दूसरी ओर, क्षारीय विलयनों के लिए जहाँ हाइड्रोनियम आयनों की सांद्रता  $1.0 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$  से कम होती है, pH का मान 7 से अधिक होगा। यहां आप यह बात नोट कर सकते हैं कि जिस प्रकार pH को परिभाषित किया गया है उससे विलयन में हाइड्रोजन आयनों की सांद्रताओं और pH में प्रतिलोम संबंध होता है। अर्थात् जब सांद्रता उच्च हो तो pH कम होती है और इसके विपरीत भी।

आपको यह भी ध्यान देना चाहिए कि pH, दाब या आयतन की तरह कोई भौतिक गुण नहीं है। यह जलीय विलयनों में हाइड्रोनियम आयनों की सांद्रता (जो कि एक भौतिक मात्रा है) को प्रदर्शित करने का एक तरीका मात्र है। दूसरा आप यह भी नोट करें कि अन्य सभी साम्य स्थिरांकों की तरह  $K_w$  भी ताप पर निर्भर करता है और 298 K ताप पर इसका मान  $1.0 \times 10^{-14}$  होता है। 298 K से अधिक या कम ताप पर  $K_w$  का मान भिन्न होगा। इस प्रकार जल के नमूने में 323 K ताप पर जहां  $K_w = 5.47 \times 10^{-14} \text{ mol dm}^{-6}$  होता है पर हाइड्रोनियम आयनों की सांद्रता  $= 2.34 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$  होगी। इसके संगत pH का मान 6.63 है। इसका अर्थ है कि 323 K ताप पर जल या उदासीन जलीय विलयन की pH का मान 6.63 होगा।

p—संकेत चिह्न, जिसका अर्थ "ऋणात्मक लघुगुणांक" है, का उपयोग कर बहुत से समान पदों को परिभाषित किया गया है। इनमें से कुछ महत्वपूर्ण और प्रासंगिक पद इस प्रकार हैं —

$$\text{pOH} = -\log_{10} [\text{OH}^-] \quad \dots(7.53)$$

$$\text{p}K_w = -\log_{10} K_w \quad \dots(7.54)$$

$$\text{p}K_a = -\log_{10} K_a \quad \dots(7.55)$$

$$\text{p}K_b = -\log_{10} K_b \quad \dots(7.56)$$

इनमें से पहले दो पद आप पहचानते और समझते हैं। इनमें से अन्य दो पदों के बारे में आप अगली इकाई में जानेंगे, जब हम आपको दुर्बल अम्लों और दुर्बल क्षारकों के बारे में बताएंगे। pH, pOH और  $\text{p}K_w$  के मध्य एक महत्वपूर्ण संबंध होता है। आइए इस संबंध को निम्नलिखित समीकरण की सहायता से ज्ञात करें।

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \quad \dots(7.48)$$

दोनों ओर के पदों का लघुगुणांक लेकर और  $-1$  से गुणा करने पर, हम पाते हैं,

$$-\log K_w = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] - \log [\text{OH}^-] \quad \dots(7.57)$$

$$\Rightarrow \text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH} \quad \dots(7.58)$$

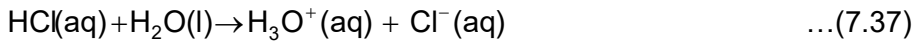
जैसा कि आप जानते हैं कि 298 K ताप पर  $K_w$  का मान  $1.0 \times 10^{-14}$  होता है जिससे  $\text{p}K_w$  का मान 14 प्राप्त होता है। इसका मान समीकरण (7.58) में रखने पर हमें निम्नलिखित महत्वपूर्ण संबंध (298 K ताप पर मान्य) प्राप्त होता है—

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \dots(7.59)$$

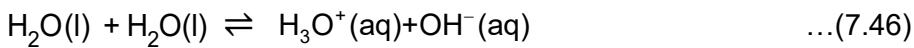
इसका अर्थ यह हुआ कि यदि हमें 298 K ताप पर किसी दिए हुए विलयन का pH मान ज्ञात हो तो समीकरण (7.59) का उपयोग कर हम उसके लिए pOH का मान ज्ञात कर सकते हैं और इसके विपरीत भी।

## 7.5.2 pH का परिकलन

आइए ऊपर दिए गए समीकरणों का उपयोग कर प्रबल अम्लों और क्षारकों के जलीय विलयनों के लिए pH मानों के परिकलन के बारे में सीखने के लिए कुछ उदाहरण लें। हम HCl के 0.001 M जलीय विलयन के pH मान के परिकलन से शुरू करते हैं। जैसा आप जानते हैं कि, HCl एक प्रबल अम्ल है, अतः विलयन में यह पूर्णतया आयनित होगा और हम लिख सकते हैं—



चूंकि हमारे पास 0.001 M HCl है, इसलिए पूर्ण आयनन पर यह 0.001 M हाइड्रोनियम आयन देगा। अतः विलयन में  $\text{H}_3\text{O}^+$  आयनों की सांद्रता  $1.0 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$  होगी जिसका उपयोग pH के परिकलन के लिए किया जा सकता है। परन्तु, परिकलन करने से पहले हम विलयन में हाइड्रोनियम आयनों के एक अन्य स्रोत अर्थात् जल के स्वतः प्रोटोपघटन पर भी विचार कर लें। आप जानते हैं कि जल के स्वतः प्रोटोपघटन को निम्न प्रकार दर्शाया जा सकता है।



यदि हम मान लें कि विलयन का ताप 298 K है, तो यह अपेक्षा की जा सकती है कि जल के स्वतः प्रोटोपघटन से  $1.0 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$  हाइड्रोनियम आयन प्राप्त होंगे। यह संख्या HCl के आयनन से प्राप्त  $1.0 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$  हाइड्रोनियम आयनों की सांद्रता से बहुत अधिक छोटी (1/10,000) है। यह संख्या स्वतः प्रोटोपघटन साम्य पर समआयन प्रभाव के कारण और अधिक छोटी हो जाती है, क्योंकि ले-शतैलिए सिद्धांत के अनुसार, HCl वियोजन से उत्पन्न हाइड्रोनियम आयन स्वतः प्रोटोपघटन साम्य को बायीं ओर स्थानांतरित कर देते हैं और जल के स्वतः प्रोटोपघटन से प्राप्त हाइड्रोनियम आयनों की सांद्रता को कम कर देते हैं।

HCl की अनुपस्थिति में, जल के प्रोटोपघटन से प्राप्त  $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{जल}} : 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$

HCl की अनुपस्थिति में, जल के प्रोटोपघटन से प्राप्त  $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{जल}} : \ll 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$

चूंकि जल के स्वतः प्रोटोपघटन से प्राप्त हाइड्रोनियम आयनों की सांद्रता, HCl के आयनन से प्राप्त हाइड्रोनियम आयनों की तुलना में बहुत कम है, इसलिए इसे छोड़ा जा सकता है, और हम केवल HCl के आयनन से प्राप्त हाइड्रोजन आयनों की सांद्रता के आधार पर pH का परिकलन कर सकते हैं। अर्थात्

$$\text{pH} = -\log_{10}[1 \times 10^{-3}] = -[-3] = 3$$

आइए आगे बढ़ें और ऊपर दिए गए HCl के विलयन को 100 गुणा तनु करके प्राप्त विलयन की pH का परिकलन करते हैं। तनुकरण से नए विलयन की सांद्रता

$$= \frac{1 \times 10^{-3}}{100} = 1 \times 10^{-5} \text{ M हो जाती है।}$$

पहले की तरह परिकलन करने पर हम प्राप्त करते हैं—

HCl के आयनन से प्राप्त हाइड्रोनियम आयनों की सांद्रता =  $1.0 \times 10^{-5} \text{ M}$

जल के स्वतः प्रोटोपघटन से प्राप्त हाइड्रोनियम आयनों की सांद्रता =  $< 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$

यदि किसी लघु स्रोत से प्राप्त किसी स्पीशीज़ की सांद्रता प्रमुख स्रोत से प्राप्त उसकी सांद्रता के पांच प्रतिशत के बराबर अथवा उससे कम होती है तो छोड़ा जा सकता है। इससे परिकलन में कोई उल्लेखनीय परिवर्तन नहीं होगा।

चूँकि जल के स्वतः प्रोटोपघटन से प्राप्त हाइड्रोनियम आयनों की सांद्रता HCl के आयनन से प्राप्त हाइड्रोनियम आयनों की सांद्रता के 1% से भी कम है, इसे भी हम छोड़ सकते हैं और केवल HCl के आयनन से प्राप्त हाइड्रोनियम आयनों की सांद्रता के आधार पर pH का परिकलन कर सकते हैं। अर्थात्

$$\text{pH} = -\log_{10}[1 \times 10^{-5}] = -[-5] = 5$$

अब, यदि हम और आगे बढ़ते हैं और HCl के इस विलयन को और 100 गुणा तनु कर देते हैं, तब विलयन की pH क्या होगी? क्या यह 7.0 होगी, क्योंकि अब HCl की सांद्रता  $1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$  होगी। आइए विश्लेषण करें। पहले जैसे ही कार्य करते हुए, हम पाते हैं, HCl के आयनन से प्राप्त हाइड्रोनियम आयनों की सांद्रता =  $1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$

जल के स्वतः प्रोटोपघटन से प्राप्त हाइड्रोनियम आयनों की सांद्रता  $\sim 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$

अब चूँकि दोनों स्रोतों से प्राप्त हाइड्रोनियम आयनों की सांद्रताओं में बहुत अंतर नहीं है इसलिए हम स्वतः प्रोटोपघटन से प्राप्त हाइड्रोनियम आयनों को छोड़ नहीं सकते और हमें जल के स्वतः प्रोटोपघटन से प्राप्त हाइड्रोनियम आयनों की कुल सांद्रता ज्ञात करनी होगी। चूँकि HCl एक प्रबल विद्युत् अपघट्य है, अतः HCl के वियोजन से प्राप्त हाइड्रोनियम आयनों की सांद्रता के बारे में हम आश्वस्त हैं कि यह  $1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$  है। परन्तु जल के स्वतः प्रोटोपघटन से प्राप्त हाइड्रोनियम आयनों की सांद्रता को परिकलित करने के लिए हमें सम आयन प्रभाव को प्रयुक्त करते हुए स्वतः प्रोटोपघटन साम्य को हल करना होगा, जैसा कि नीचे दिया गया है। हम मान लेते हैं कि विलयन में जल के स्वतः प्रोटोपघटन से प्राप्त हाइड्रोनियम आयनों की सांद्रता  $x$  है।

संद्रता / mol dm <sup>-3</sup>	$\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	
स्वतः प्रोटोपघटन से प्राप्त $\text{H}_3\text{O}^+$ आयनों की सांद्रता	$x$	$x$
HCl के आयनन से प्राप्त $\text{H}_3\text{O}^+$ आयनों की सांद्रता	$1.0 \times 10^{-7}$	0
हाइड्रोनियम आयनों की कुल सांद्रता	$[x + (1.0 \times 10^{-7})]$	0

यदि हम मान लें कि विलयन का तापमान 298 K है, तो निम्नलिखित व्यंजक सही माना जाना चाहिए।

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14} \quad \dots(7.49)$$

इस व्यंजक में ऊपर सारणी में साम्य पर दिए मान रखने पर,

$$[x + (1.0 \times 10^{-7})](x) = 1.0 \times 10^{-14}$$

सरलीकरण और पुनर्व्यवस्थित करने पर, इससे हमें एक द्विघात समीकरण प्राप्त होती है,

$$x^2 + (1.0 \times 10^{-7})(x) - (1.0 \times 10^{-14}) = 0$$

$$x^2 + (1 \times 10^{-7})x - (1 \times 10^{-14}) = 0$$

जैसा कि आप जानते हैं कि, एक द्विघात समीकरण,  $ax^2 + bx + c = 0$  के लिए  $x$  का मान निम्नलिखित व्यंजक से प्राप्त किया जा सकता है।

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

अतः हमारे समीकरण के लिये

$$\begin{aligned} x &= \frac{-10^{-7} \pm [(10^{-7})^2 + (4 \times 1 \times 10^{-14})]^{1/2}}{2} \\ &= \frac{-10^{-7} \pm [5 \times 10^{-14}]^{1/2}}{2} = \frac{-10^{-7} \pm [2.24 \times 10^{-7}]}{2} \\ &= \frac{1.24 \times 10^{-7}}{2} = 6.2 \times 10^{-8} \text{ M (ऋणात्मक मूल को छोड़ते हुए)} \end{aligned}$$

इस प्रकार विलयन में हाइड्रोनियम आयनों की कुल सांद्रता = जल के आयनन से प्राप्त हाइड्रोनियम की सांद्रता + जल के स्वतः प्रोटोपघटन से प्राप्त हाइड्रोनियम आयनों की सांद्रता

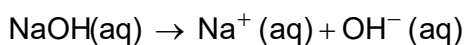
$$\begin{aligned} &= (1.0 \times 10^{-7}) + (6.2 \times 10^{-8}) \\ &= 1.62 \times 10^{-7} \text{ M} \end{aligned}$$

$$\Rightarrow \text{pH} = -\log_{10}[1.62 \times 10^{-7}] = -[-6.79] = 6.79$$

एक अम्ल (हाइड्रोक्लोरिक अम्ल) के विभिन्न सांद्रताओं के विलयनों के लिए pH मानों को परिकलित करने के बाद आइए एक उदाहरण की सहायता से एक क्षारक के विलयन के pH मान के परिकलन को भी समझें।

**उदाहरण 7.1:** 298 K पर NaOH के 0.010 M जलीय विलयन के लिए pH मान का परिकलन करें।

**हल :** चूँकि NaOH एक प्रबल क्षारक है, अतः यह विलयन में पूर्णतः आयनित होकर  $\text{Na}^+$  और  $\text{OH}^-$  आयन देता है जैसा कि नीचे दिया गया है।



हाइड्रॉक्साइड आयनों की सांद्रता होगी

$$[\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$$

समीकरण (7.48) से हम जानते हैं कि

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$$

298 K पर मानों को रखते हुए

$$\begin{aligned}\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] &= \frac{1.00 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}}{1.00 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}} \\ &= 1.00 \times 10^{-12} \text{ mol dm}^{-3}\end{aligned}$$

$$\text{pH} = -\log(1.00 \times 10^{-12}) = -(-12) = 12$$

वैकल्पिक रूप से, पहले हम हाइड्रॉक्साइड आयनों की सांद्रता का उपयोग करके pOH का मान ज्ञात कर सकते हैं और फिर समीकरण (7.59) का उपयोग करके pH का मान प्राप्त कर सकते हैं।

$$\text{pOH} = -\log(1.00 \times 10^{-2}) = -(-2) = 2$$

298 K पर

$$\text{pH} = \text{p}K_w - \text{pOH} = 14 - 2 = 12$$

अतः विलयन की pH 12 होगी।

प्रबल अम्लों तथा क्षारकों के जलीय विलयनों के pH मानों के परिकलन को सीखने के बाद नीचे दिए गए बोध प्रश्नों को हल करके अपनी समझ को परख लें।

### बोध प्रश्न 5

हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के  $2 \times 10^{-3} \text{ M}$  विलयन के लिए pH मान का परिकलन कीजिए।

### बोध प्रश्न 6

$2 \times 10^{-3} \text{ M}$  हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के  $100 \text{ cm}^3$  विलयन को  $2 \times 10^{-3} \text{ M}$  सोडियम हाइड्रॉक्साइड के  $150 \text{ cm}^3$  विलयन के साथ मिलाने पर प्राप्त विलयन की 298 K पर pH क्या होगी?

## 7.6 सारांश

आयनिक साम्य पर इस परिचयात्मक इकाई की शुरुआत हमने जलीय विलयनों की प्रकृति पर विलेय की प्रकृति के आधार पर उनकी विद्युत् चालकता के अध्ययन से की। यहाँ हमने विद्युत् अपघट्य की संकल्पना का परिचय दिया और इसे परिभाषित किया कि ये वे पदार्थ हैं जो जल में विलेय होकर विद्युत्-चालक विलयन देते हैं। वे विद्युत् अपघट्य जो जलीय विलयन में पूर्णतः आयनित अथवा वियोजित होकर उच्च विद्युत्

चालकता वाले विलयन देते हैं प्रबल विद्युत् अपघट्य कहलाते हैं। दूसरी ओर वे विद्युत् अपघट्य जो विलयन में आंशिक रूप से आयनित होते हैं, दुर्बल विद्युत् अपघट्य कहलाते हैं और उनके विलयन निम्न चालकता दर्शाते हैं। हमने दुर्बल विद्युत् अपघट्यों को प्रभावित करने वाले कारकों पर भी चर्चा की। ये कारक विलायक की प्रकृति, ताप, सम-आयनों की उपस्थिति तथा तनुता हैं। सांद्रता के साथ दुर्बल विद्युत् अपघट्यों के आयनन की मात्रा में परिवर्तन को ओस्टवाल्ड तनुता नियम द्वारा व्यक्त किया गया। इस नियम के अनुसार, "विलयन में दुर्बल विद्युत् अपघट्य के आयनन की मात्रा तनुता के वर्गमूल के समानुपाती होती है।"

विद्युत् अपघट्यों, उनके प्रकारों और उनके व्यवहार को प्रभावित करने वाले कारकों पर चर्चा करने के बाद हमने अम्लों और क्षारकों के विभिन्न सिद्धांतों का पुर्नावलोकन किया। हमने अरेनियस के सिद्धांत से शुरुआत की जिसके अनुसार अम्ल वह स्पीशीज़ है जो जल में हाइड्रोजन आयन देता है और क्षारक वह स्पीशीज़ है जो जल में हाइड्रॉक्साइड आयन देता है। यद्यपि यह एक सरल संकल्पना है परन्तु इसकी व्यवहारिकता सीमित हैं, क्योंकि यह केवल जलीय विलयनों के लिए मान्य है और उन पदार्थों को शामिल नहीं करता जिनमें कोई हाइड्रोजन या OH न हो। दूसरी ओर, ब्रन्स्टेड और लोरी संकल्पना में अम्लों और क्षारकों को प्रोटॉन स्थानांतरण के आधार पर परिभाषित किया जाता है। जो स्पीशीज़ प्रोटॉन (हाइड्रोजन आयन) देती है उसे अम्ल कहते हैं तथा वह स्पीशीज़ जो इसे ग्रहण करती है क्षारक कहलाती है। ब्रन्स्टेड और लोरी परिकल्पना के अनुसार किसी भी अम्ल-क्षारक साम्य में, अग्र तथा विपरीत अभिक्रियाओं में प्रोटॉन स्थानांतरण शामिल होते हैं। साम्य के दोनों ओर की स्पीशीज़ संयुग्मी अम्ल क्षारक युगलों के रूप में संबंधित होती है। एक प्रबल अम्ल का संयुग्म एक दुर्बल क्षारक होता है और इसके विपरीत भी सही है। लूइस सिद्धांत, जिस पर हमने बाद में चर्चा की, के अनुसार अम्ल क्षारक व्यवहार को एक स्पीशीज़ से दूसरी स्पीशीज़ को एकाकी इलेक्ट्रॉन युगल के देने/लेने के रूप में देखा जाता है। इलेक्ट्रॉन युगल देने वाली स्पीशीज़ लूइस क्षारक व स्वीकार करने वाली स्पीशीज़ लूइस अम्ल कहलाती हैं।

इसके बाद हमने जल की उभयधर्मी प्रकृति के परिणामों की चर्चा की। हमने बताया कि जल के एक नमूने में कुछ अणु प्रोटॉन का त्याग करते हैं, और उतने ही अणु उन प्रोटॉनों को ग्रहण कर लेते हैं। जिसके परिणामस्वरूप हाइड्रोनियम और हाइड्रॉक्साइड आयन बनते हैं और यह प्रक्रिया जल का स्वतः प्रोटोपघटन कहलाती है। किसी भी जलीय विलयन में हाइड्रोनियम आयनों और हाइड्रॉक्साइड आयनों की सांद्रता का गुणनफल जल का आयनी गुणनफल स्थिरांक कहलाता है और किसी दिए गए ताप पर इसका एक विशिष्ट मान होता है। जल के स्वतः प्रोटोपघटन का उपयोग कर हमने pH की संकल्पना का परिचय दिया। यह जलीय विलयनों में  $H^+$  आयनों की सांद्रताओं को व्यक्त करने हेतु उपयोग में लिया जाता है। pH को विलयन में हाइड्रोजन (या हाइड्रोनियम) आयनों की मोलर सांद्रता के ऋणात्मक लघुगुणक (आधार 10) के रूप में परिभाषित किया जाता है। हमने प्रबल अम्लों और क्षारकों के जलीय विलयनों के लिए pH मान का परिकलन करने की विधि भी समझाई।

## 7.7 अंत में कुछ प्रश्न

1. विद्युत् अपघट्यों को परिभाषित करें और दुर्बल तथा प्रबल विद्युत् अपघट्यों में विभेद करें।

2. दुर्बल अपघट्यों के आयनन को प्रभावित करने वाले विभिन्न कारकों के नाम लिखें।
3. अम्लों और क्षारकों के आरेनियस सिद्धांत की कमियों को लिखें।
4. निम्नलिखित अभिक्रियाओं में प्रत्येक स्पीशीज़ को अम्ल या क्षारक के रूप में लेबल करें। साथ ही इन अभिक्रियाओं में संयुग्मी अम्ल-क्षारक युगलों की पहचान भी करें।

क)	$\text{HSO}_4^-(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{NH}_4^+(\text{aq})$
ख)	$\text{HPO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{NH}_4^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{aq})$

5. एक संयुग्मी अम्ल-क्षारक युगल में एक प्रबल संयुग्मी अम्ल का एक दुर्बल संयुग्मी क्षारक होता है और इसके विपरीत भी। उचित उदाहरण के साथ समझाएँ।
6. एक उभयधर्मी पदार्थ क्या होता है? उपयुक्त रासायनिक समीकरणों की मदद से दर्शाएँ कि जल एक उभयधर्मी पदार्थ है।
7. निम्नलिखित अभिक्रियाओं में, लूइस अम्ल और लूइस क्षारक की पहचान करें।
  - क)  $\text{SnCl}_4 + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{SnCl}_6^{2-}$
  - ख)  $\text{BBr}_3 + : \text{AsH}_3 \rightarrow \text{BBr}_3 \leftarrow \text{AsH}_3$
8. pH क्या है?  $2 \times 10^{-5} \text{ M}$  सांद्रता वाले हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के विलयन के लिए pH मान का परिकलन कीजिए।
9. 298 K पर 0.001 M HCl के 100 cm<sup>3</sup> और 0.020 M NaOH के 300 cm<sup>3</sup> विलयनों को मिलाने से प्राप्त विलयन के लिए pH मान का परिकलन करें।

## 7.8 उत्तर

### बोध प्रश्न

1. आयनन और वियोजन किसी विलयन को बनाने के लिए विद्युत् अपघट्य को जल में घोलने से जुड़ी महत्वपूर्ण प्रक्रियाएँ हैं। इनको अक्सर अदल-बदल कर उपयोग में लिया जाता है, परन्तु इनमें कुछ अंतर है। जब एक आयनिक विद्युत् अपघट्य, जैसे NaCl जिसमें विभिन्न आयन एक क्रिस्टल जालक में बंधे होते हैं, को घोला जाता है, तो आयन जालक से वियोजित (अलग) होकर विलयन में चले जाते हैं। दूसरी ओर जब हम ऐसीटिक अम्ल जैसे आप्विक विद्युत् अपघट्य, को जल में घोलते हैं तो विद्युत् अपघट्य के अणु आयनित होते हैं और विलयन में आयन उत्पन्न करते हैं। यह प्रक्रिया आयनन कहलाती है। अतः वियोजन में विद्युत् अपघट्य में उपस्थित आयन विलयन में उपलब्ध हो जाते हैं, जबकि आयनन में, आप्विक विद्युत् अपघट्य पर विलायक के प्रभाव से आयन बनते हैं।

2. ओस्टवाल्ड के तनुता नियम के अनुसार, "किसी दुर्बल विद्युत् अपघट्य के आयनन की मात्रा तनुता के वर्गमूल के समानुपाती होती है।" किसी दुर्बल विद्युत् अपघट्य के लिए, वियोजन की मात्रा ( $\alpha$ ), सांद्रता ( $c$ ) और साम्य स्थिरांक ( $K$ ) इस प्रकार संबंधित है,  $\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}$ .

चूँकि विद्युत् अपघट्य की दी गई मात्रा युक्त विलयन की सांद्रता विलयन के आयतन (तनुता) से व्युत्क्रमित रूप से संबंधित होती है इसलिए हम लिख सकते हैं, कि  $\alpha = \sqrt{KV}$ .

अतः जैसे-जैसे दुर्बल विद्युत् अपघट्य की एक दी हुई मात्रा युक्त विलयन का आयतन ( $V$ ) बढ़ता है, तो विद्युत् अपघट्य की वियोजन की मात्रा भी बढ़ती है।

3. दिए गए अम्लों के संयुग्मी क्षारक निम्न प्रकार हैं।-

अम्लीय स्पीशीज़	संयुग्मी क्षारक
$\text{HPO}_4^{2-}$	$\text{PO}_4^{3-}$
$\text{HOCl}$	$\text{ClO}^-$
$\text{PH}_4^+$	$\text{PH}_3$

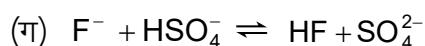
4. दी गई अभिक्रियाओं में संयुग्मी अम्ल-क्षारक युगल इस प्रकार हैं-



संयुग्मी अम्ल क्षारक युगल:  $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$  और  $\text{HSO}_3^-/\text{SO}_3^{2-}$

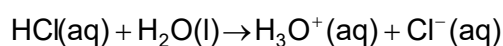


संयुग्मी अम्ल क्षारक युगल:  $\text{HCN}/\text{CN}^-$  और  $\text{HS}^-/\text{S}^{2-}$



संयुग्मी अम्ल क्षारक युगल:  $\text{HSO}_4^-/\text{SO}_4^{2-}$  और  $\text{HF}/\text{F}^-$

5. HCl एक प्रबल अम्ल है, अतः विलयन में पूर्ण रूप से आयनित हो जाएगा और हम लिख सकते हैं-



जैसा कि हमारे पास  $2 \times 10^{-3} \text{ M HCl}$  है, तो  $\text{H}_3\text{O}^+$  आयनों की सांद्रता भी  $2.0 \times 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$  होगी। इसके अलावा जल के स्वतः प्रोटोपघटन से लगभग  $1 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$  हाइड्रोनियम आयन प्राप्त होंगे। चूँकि यह HCl के आयनन से प्राप्त हाइड्रोजन आयनों की सांद्रता की तुलना में नगण्य रूप से छोटी है, इसलिए हम pH के परिकलन के लिए हाइड्रोक्लोरिक अम्ल से प्राप्त हाइड्रोनियम आयनों की सांद्रता का उपयोग करेंगे, जो कि  $2.0 \times 10^{-3} \text{ M}$  है।

अतः  $\text{pH} = -\log_{10} [2 \times 10^{-3}] = -[-2.70] = 2.70$

6. जब हम  $2 \times 10^{-3} \text{ M}$  सोडियम हाइड्रॉक्साइड के  $150 \text{ cm}^3$  विलयन को  $2 \times 10^{-3} \text{ M}$  हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के  $100 \text{ cm}^3$  विलयन में डालेंगे तो सम्पूर्ण हाइड्रोक्लोरिक अम्ल उदासीन हो जाएगा और  $2 \times 10^{-3} \text{ M}$  सोडियम हाइड्रॉक्साइड के केवल  $50 \text{ cm}^3$  शेष बचे रहेंगे, जो कुल आयतन  $250 \text{ cm}^3$  में उपस्थित होंगे। अतः हम  $M_1V_1 = M_2V_2$  सूत्र का उपयोग कर सोडियम हाइड्रॉक्साइड की अंतिम सांद्रता का परिकलन कर सकते हैं।

$$M_2 = \frac{M_1V_1}{V_2}$$

मान रखने पर,

$$M_2 = \frac{0.002 \times 50}{250} = 0.0004 \text{ M}$$

चूँकि NaOH एक प्रबल क्षारक है, यह पूर्ण रूप से वियोजित होकर  $\text{Na}^+$  और  $\text{OH}^-$  आयन देता है। अर्थात् विलयन में हाइड्रॉक्साइड आयनों की सांद्रता होगी

$$[\text{OH}^-] = 4.0 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}$$

हम जानते हैं कि,

$$[K_w] = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$$

298 K पर मानों को रखते हुए

$$\begin{aligned} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] &= \frac{1.00 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}}{4.00 \times 10^{-4} \text{ mol dm}^{-3}} \\ &= 2.50 \times 10^{-9} \text{ mol dm}^{-3} \end{aligned}$$

$$\text{pH} = -\log(2.50 \times 10^{-9}) = -(-8.60) = 8.60$$

अतः दिए गए विलयन की pH का मान 8.60 होगा।

### अंत में कुछ प्रश्न

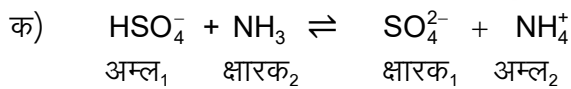
- विद्युत् अपघट्य वह पदार्थ होता है जो जल में विलेय होकर एक विद्युत् चालकता दर्शाने वाला विलयन देता है। वे विद्युत् अपघट्य जो जलीय विलयनों में पूर्ण रूप से वियोजित/आयनित हो जाते हैं, जैसे सोडियम क्लोराइड, प्रबल विद्युत् अपघट्य कहलाते हैं और उनके विलयन उच्च विद्युत् चालकता वाले होते हैं। दूसरी ओर वे विद्युत् अपघट्य जो आंशिक रूप से आयनित होते हैं दुर्बल विद्युत् अपघट्य कहलाते हैं उदाहरण के लिए ऐसीटिक अम्ल। इनकी विद्युत् चालकता कम होती है।
- निम्नलिखित कारक दुर्बल विद्युत् अपघट्यों के आयनन की मात्रा को प्रभावित करते हैं –
  - विलायक की प्रकृति

- ख) ताप  
ग) सम आयनों की उपस्थिति  
घ) तनुता

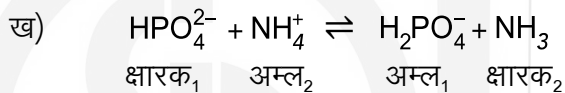
3. अम्लों और क्षारकों के आरेनियस सिद्धांत की कुछ परिसीमाएँ इस प्रकार हैं—

- यह केवल जलीय विलयनों पर ही लागू होता है और अजलीय विलायकों या गैसीय तंत्रों में अम्ल-क्षारक व्यवहार को स्पष्ट नहीं करता है।
- यह उन पदार्थों के अम्लीय व्यवहार को भी स्पष्ट नहीं करता जिनमें हाइड्रोजन परमाणु नहीं होता, जैसे  $\text{AlCl}_3$  तथा उन पदार्थों के क्षारकीय लक्षण को भी स्पष्ट नहीं करता जिनमें  $\text{OH}$  नहीं होता, जैसे  $\text{NH}_3$ ।

4. दी गई अभिक्रियाओं में अम्ल और क्षारक तथा संयुग्मी अम्ल-क्षारक युगल निम्न प्रकार हैं—



संयुग्मी अम्ल-क्षारक युगल  $\text{HSO}_4^- / \text{SO}_4^{2-}$  और  $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$  हैं।



संयुग्मी अम्ल-क्षारक युगल  $\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}$  और  $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$  हैं।

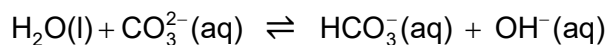
5. ब्रन्सटेड ओर लोरी संकल्पना में अम्लों और क्षारकों को प्रोटॉनों के स्थानांतरण के आधार पर परिभाषित किया जाता है। उदाहरण के लिए, जब हम अमोनिया को जल में घोलेते हैं, तो निम्नलिखित साम्य स्थापित होता है।



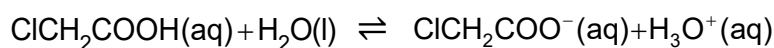
यहाँ, अग्र अभिक्रिया में अमोनिया जल से एक प्रोटॉन लेती है और एक क्षारक की तरह कार्य करती है, जबकि जल एक अम्ल की तरह कार्य करता है। विपरीत अभिक्रिया में आमोनियम आयन, हाइड्रॉक्साइड आयनों को एक प्रोटॉन देकर एक अम्ल की तरह कार्य करता है और हाइड्रॉक्साइड आयन क्षारक के रूप में कार्य करते हैं। यहाँ  $\text{NH}_4^+$  आयन और  $\text{NH}_3$  संयुग्मी अम्ल-क्षारक युगल बनाते हैं। इसी प्रकार  $\text{H}_2\text{O}$  और  $\text{OH}^-$  आयन संयुग्मी अम्ल-क्षारक युगल बनाते हैं।

चूँकि ऐसा पाया गया है कि यह अभिक्रिया काफी हद तक आगे की दिशा में बढ़ती है, तो हम कह सकते हैं कि जल, आमोनियम आयन की तुलना में अधिक प्रबल अम्ल है। इस अभिक्रिया में दो क्षारक  $\text{NH}_3$  और  $\text{OH}^-$  हैं। अभिक्रिया के आगे की दिशा में बढ़ने का अर्थ है कि जल द्वारा दिया गया प्रोटॉन, अमोनिया द्वारा ग्रहण किया जाता है यानि अमोनिया, हाइड्रॉक्साइड की तुलना में प्रबल क्षारक है। अतः हम कह सकते हैं कि एक प्रबल अम्ल ( $\text{H}_2\text{O}$ ) का संयुग्मी क्षारक  $\text{OH}^-$  आयन एक दुर्बल क्षारक होता है। इसी प्रकार, एक प्रबल क्षारक  $\text{NH}_3$  का संयुग्मी अम्ल एक दुर्बल अम्ल ( $\text{NH}_4^+$ ) होता है।

6. वह पदार्थ जो अभिक्रिया में दूसरे पदार्थ ही उपस्थिति पर निर्भर करते हुए एक अम्ल या क्षारक के रूप में व्यवहार करता है, उभयधर्मी पदार्थ कहलाता है। जल उभयधर्मी पदार्थों का एक सामान्य उदाहरण है। निम्नलिखित अभिक्रिया



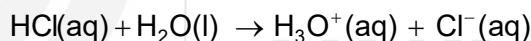
में जल कार्बोनेट आयनों को प्रोटॉन देकर एक अम्ल की तरह कार्य कर रहा है। दूसरी ओर, निम्नलिखित अभिक्रिया में जल क्लोरोऐसीटिक अम्ल से एक प्रोटॉन लेकर क्षारक की तरह कार्य कर रहा है।



7. क) इस अभिक्रिया में  $\text{SnCl}_4$  एक अम्ल है, जबकि  $\text{Cl}^-$  आयन क्षारक की तरह कार्य करते हैं।  
 ख) इस अभिक्रिया में  $\text{BBr}_3$  अम्ल है, जबकि  $\text{AsH}_3$  क्षारक की तरह कार्य करता है।
8. यह जलीय विलयनों में  $\text{H}^+$  आयनों की सांद्रता को व्यक्त करने का एक स्केल है। इसे विलयन में हाइड्रोजन (या हाइड्रोनियम) आयनों की मोलर सांद्रता के ऋणात्मक लघुगुणक (आधार 10) के रूप में परिभाषित किया जाता है। अर्थात्,

$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}^+] \text{ अथवा } = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

चूँकि  $\text{HCl}$  एक प्रबल अम्ल है और यह विलयन में पूर्ण रूप से आयनित होता है तथा हम लिख सकते हैं—



चूँकि हमारे पास  $2 \times 10^{-5} \text{ M HCl}$  है, अतः यह पूर्ण रूप से आयनित होने पर  $2 \times 10^{-5} \text{ M}$  हाइड्रोनियम आयन देगा, अर्थात् आयनन से प्राप्त  $\text{H}_3\text{O}^+$  आयनों की सांद्रता  $2.0 \times 10^{-5} \text{ mol dm}^{-3}$  होगी। इसके अतिरिक्त जल के स्वतः प्रोटोपघटन से  $1 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$  हाइड्रोनियम आयन अपेक्षित है। चूँकि  $\text{HCl}$  के आयनन से प्राप्त हाइड्रोनियम आयनों के सम आयन प्रभाव के कारण जल का स्वतः प्रोटोपघटन प्रभावित होता है और हाइड्रोनियम आयनों की सांद्रता और कम हो जाती है।

इन परिस्थितियों में, जल के स्वतः प्रोटोपघटन से प्राप्त हाइड्रोनियम आयनों की सांद्रता, हाइड्रोक्लोरिक अम्ल से प्राप्त हाइड्रोनियम आयनों की सांद्रता की तुलना में नगण्य रूप से छोटी हो जाती है। अतः हम  $\text{pH}$  का परिकलन केवल  $\text{HCl}$  के आयनन से प्राप्त हाइड्रोनियम आयनों की सांद्रता ( $2.0 \times 10^{-5}$ ) का उपयोग करके करते हैं।

$$\text{अतः } \text{pH} = -\log [2 \times 10^{-5}] = -[-4.70] = 4.70$$

9. दिए गए विलयन में हाइड्रोक्लोरिक अम्ल के साथ-साथ सोडियम हाइड्रॉक्साइड भी है। ये दोनों एक दूसरे को उदासीन कर सकते हैं। विलयन के  $\text{pH}$  का

परिकलन करने से पहले, हमें विलयन का अंतिम संघटन ज्ञात करना होगा। शुरू करने के लिए हम HCl और NaOH के मोलों की मात्राओं का परिकलन कर सकते हैं।

HCl की सांद्रता 0.01 M है, जिसका अर्थ है कि 1000 cm<sup>3</sup> विलयन में HCl के 0.01 मोल हैं अर्थात्  $0.01 / 1000 = 1 \times 10^{-5}$  मोल HCl प्रति cm<sup>3</sup>।

चूंकि HCl का आयतन 100 cm<sup>3</sup> है, इसलिए विलयन में  $100 \times 1 \times 10^{-5}$  मोल  $\Rightarrow 1 \times 10^{-3}$  मोल HCl होगा। अर्थात् HCl के मोलों की संख्या = 0.001

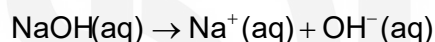
इसी प्रकार, हम NaOH के मोलों की संख्या का परिकलन कर सकते हैं,

$$= \frac{0.02}{1000} \times 300 = 0.006 \text{ मोल}$$

NaOH के इन 0.006 मोल में से 0.001 मोल HCl को पूर्ण रूप से उदासीन कर देंगे और NaOH के  $0.006 - 0.001 = 0.005$  मोल शेष बच जाएंगे। NaOH के ये 0.005 मोल कुल 400 cm<sup>3</sup> आयतन में उपस्थित होंगे। अर्थात्

$$\Rightarrow \text{NaOH की सांद्रता} = \frac{0.005}{400} \times 1000 = 1.25 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$$

चूंकि NaOH एक प्रबल क्षारक है, यह निम्न प्रकार पूर्ण रूप से वियोजित होकर Na<sup>+</sup> और OH<sup>-</sup> आयन देगा।



$$\Rightarrow [\text{OH}^-] = 1.25 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}$$

हम जानते हैं,

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$$

298 K पर मानों को रखते हुए

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1.00 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}}{1.25 \times 10^{-2} \text{ mol dm}^{-3}} = 8.0 \times 10^{-13} \text{ mol dm}^{-3}$$

$$\text{अतः } \text{pH} = -\log[8.0 \times 10^{-13}] = -[-12.1] = 12.1$$

इस प्रकार दिए गए विलयन की pH का मान 12.1 होगा।