खण्ड–5, अंक–1, वर्ष–2017, मु0पृ0 141–144, D.O.I. : 10.22445/avsp.v5i01.9868 वैज्ञानिक लेख

जल के विलक्षण गुण और महत्व

ए0 के0 चतुर्वेदी
पता– 26, कावेरी इन्क्लेव फेज–2
निकट–स्वर्ण जयन्ती नगर, रामघाट रोड, अलीगढ़–202001, उ0प्र0, भारत

प्राप्त तिथि–25.03.2017, स्वीकृत तिथि–17.05.2017

सार– जीवन की उत्पत्ति जल के द्वारा हुई है। यह एक सार्वत्रिक विलायक है। शरीर से अनुपयोगी एवं विषैले पदार्थ जल के द्वारा शरीर से उत्सर्जित होते हैं। बहुत से पदार्थ जल में हाइड्रोजन बंध के कारण घुलते हैं। जल एक ध्रुवीय विलायक है, अतः इसमें विद्युत अपघट्य भी घुलते हैं। जल के एक अणु के साथ चार जल के अणु हाइड्रोजन बंध के कारण जुड़े होते हैं। जल शरीर के तापमान को बनाये रखता है तथा अनेकानेक शारीरिक उपापचय क्रियाओं के समन्वयन में सहायक है।

बीज शब्द– जल, हाइड्रोजन, चीलेशन, वाष्पन की उष्मा, गलनांक।

Extra ordinary properties and importance of water

A. K. Chaturvedi
Add.- 26, Kaveri Inclave Phase II
Near Swarn Jayanti Nagar, Ramghat Road, Aligarh-202001, U.P., India

Abstract- Life originated from water. It is a universal solvent. Useless and toxic materials are excreted from body through water. Many compounds form hydrogen bond with water and are soluble in water. Water is a polar solvent. Due to this property of water, many electrolyte dissolve in it. One water molecule is bonded with four water molecule due to hydrogen bond. Water maintains body temperature and helps to maintain various metabolic activities of body.

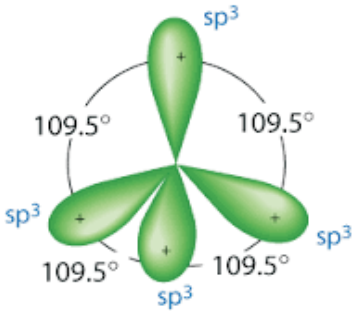
Key words- Water, hydrogen bond, chelation, heat of vaporization, melting point.

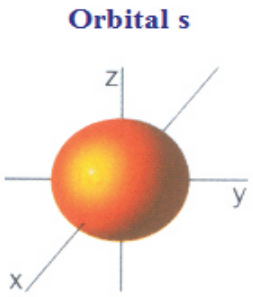
1. **प्रस्तावना–** जल का जीवन से गहरा सम्बन्ध है। सृष्टि के पंच तत्वों में जल का महत्वपूर्ण स्थान है। वैज्ञानिकों का मानना है कि जीवन की उत्पत्ति जल के द्वारा ही हुयी है। जल मनुष्य की मूलभूत आवश्यकता है। मनुष्य के शरीर में लगभग 70 प्रतिशत जल पाया जाता है। शरीर में जैविक क्रियाएं जल के द्वारा सम्पन्न होती हैं। जल शरीर के तापमान को बनाये रखता है[1], साथ ही अनुपयोगी, विषैले अवयवों को शरीर से बाहर निकालने में महत्वपूर्ण भूमिका निभाता है। जल प्रकृति के द्वारा प्रदत्त एक अद्भुत वरदान है।[2] यह एक ऐसा अवयव है जो पृथ्वी में छिपे हुए तत्वों को बाहर ला देता है। महान विलायक जल विश्व में ऐसा पदार्थ है जो तीनों अवस्थाओं ठोस, द्रव, गैस में पाया जाता है। ठोस अवस्था में यह हिमखण्डों, बर्फ के पहाड़ों में बर्फ के रूप में पाया जाता है। द्रव अवस्था में झरनों, तालाबों, नदियों, समुद्रों तथा गैस अवस्था भाप में पाया जाता है। कृषि और उद्योगों में भी जल की आवश्यकता होती है।

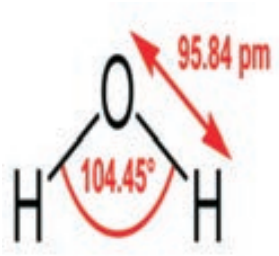
जल में औषधीय गुण विद्यमान होते हैं। जल का पर्याप्त मात्रा में सेवन करने से मानसिक, शारीरिक थकान, तनाव से मुक्ति मिलती है। सुबह सोकर उठने पर जल के सेवन करने से रक्त चाप(विशेषकर उच्च) तथा कब्ज ठीक रहता है। स्पाइनल कॉर्ड में डिस्क को मुलायम ओर स्पॉन्जी बनाने के लिए जल का अधिक मात्रा में सेवन करना लाभप्रद होता है। जुकाम होने पर नासिका से जल को भीतर ले जाएं, फिर बाहर निकाल दें। ऐसा कई बार करने से जुकाम में लाभ पहुँचता है। बहुत अधिक बुखार होने पर ठण्डे पानी से स्नान करने पर बुखार कम हो जाता है। जल त्वचा को मुलायम रखने में सहायक है।

2. **जल की संरचना–** रासायनिक दृष्टि से जल ऑक्सीजन और हाइड्रोजन का मिश्रण 1:2 अनुपात में होता है। इसका अणुसूत्र H_2O तथा अणुभार 18 है। शुद्ध जल, रंगहीन, गंधहीन होता है। जल पीने में मीठा होता है परन्तु लवण(नमक) की मात्रा बढ़ने पर यह नमकीन हो जाता है। रंगीन लवणों की उपस्थिति के कारण जल रंगीन हो जाता है। जल में उपस्थित कुछ अन्य पदार्थों की गन्ध के कारण पानी में भी गंध आ जाती है। जल में अधिकतर पदार्थ घुलनशील होते हैं, जिस कारण से इसे सार्वत्रिक विलायक कहा जाता है। जल की संरचना में दो हाइड्रोजन परमाणु ऑक्सीजन परमाणु से सहसंयोजक बंध द्वारा जुड़े होते हैं। हाइड्रोजन परमाणु के पास एक इलेक्ट्रॉन होता है। ऑक्सीजन परमाणु पर छः इलेक्ट्रॉन होते हैं। ऑक्सीजन के छः इलेक्ट्रॉन में से एक–एक इलेक्ट्रॉन हाइड्रोजन परमाणुओं के साथ साझा कर सहसंयोजक बंध बनाते हैं।

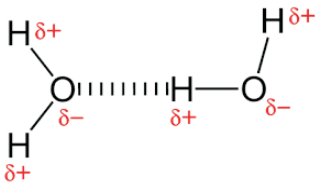
आणविक कक्षक सिद्धांत के अनुसार सहसंयोजक बन्ध सिग्मा होते हैं। ये बन्ध कक्षक के अधिकतम अतिव्यापन(ओवरलैपिंग) के कारण बनते हैं। हाइड्रोजन का इलैक्ट्रॉनिक विन्यास $H_1=1S^1$ है तथा ऑक्सीजन का इलैक्ट्रॉनिक विन्यास $O_8=1S^2, 2S^2, 2P_x^2, 2P_y^1, 2P_z^1$ है। हाइड्रोजन में एक $1S^1$ तथा ऑक्सीजन में दो अयुग्मित इलेक्ट्रॉन $2P_y^1$ और $2P_z^1$ होते हैं। अतिव्यापन अयुग्मित इलेक्ट्रॉन वाले ऑर्बिटल के मध्य होती है। जल के अणु में दो सहसंयोजी बन्ध तभी बनेंगे जब पृथक हाइड्रोजन परमाणु के S ऑर्बिटल, ऑक्सीजन परमाणु के P_y और P_z ऑर्बिटल से अतिव्यापन करते हैं तभी दो H—O—H बन्ध बनते हैं। ये ऑर्बिटल एक–दूसरे के साथ 90^0 के कोण पर होने चाहिए, परन्तु वास्तविक कोण 105^0 होता है। कोण में यह परिवर्तन हाइड्रोजन परमाणुओं के एकाकी इलेक्ट्रॉन युग के विकर्षण(रिपल्सन) के कारण होता है।[3]





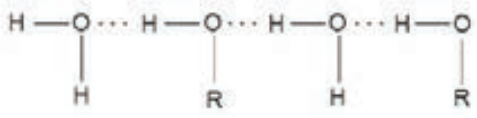


ऑक्सीजन विद्युतऋणात्मक तत्व है, यह साझे के युग्म इलेक्ट्रॉन को अपनी ओर आकर्षित करती है। फलस्वरूप हाइड्रोजन पर आंशिक धन आवेश(δ+) तथा ऑक्सीजन पर आंशिक ऋण आवेश(δ-) उत्पन्न होता है। हाइड्रोजन परमाणु उच्च विद्युत ऋणात्मक तत्व के मध्य बन्ध बनाने का गुण प्रदर्शित करता है। वैज्ञानिक वर्नर और फिफर ने इस प्रकार का वर्णन किया।

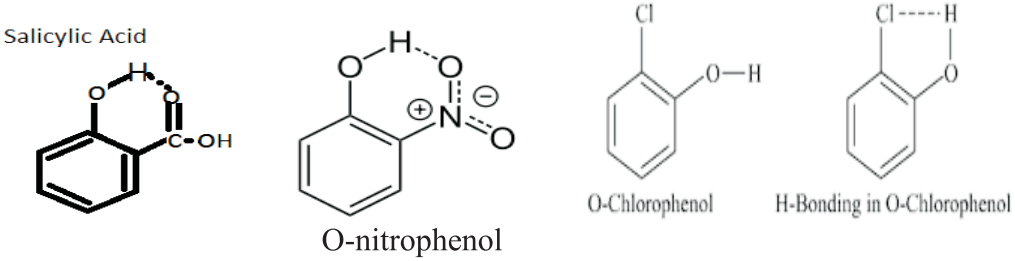


3. **हाइड्रोजन बन्ध**– वैज्ञानिक लैटिमर और रोड बुश ने बताया कि कुछ द्रवों में भी इस प्रकार नये बन्ध बनते हैं। यह बन्ध हाइड्रोजन की सहायता से बनते हैं। इसी कारण से इसे हाइड्रोजन बन्ध कहते हैं। जल के अणु में यह बन्ध बनते हैं। आणविक चित्र में इसे बिन्दुवार(डॉटेड) लाइन से प्रदर्शित करते हैं। मॉलिक्यूलर ऑर्बिटल थ्योरी के अनुसार हाइड्रोजन बन्ध सह–संयोजक बन्ध और इलेक्ट्रोस्टेटिक इन्ट्रेक्शन के मध्य डिस्पर्शन फोर्स के कारण बनती है। वैज्ञानिक बर्नल और फोलर ने क्लासिकल थ्योरी के आधार पर जल की संरचना दी। उनके अनुसार 4^0 से0 पर जल के अणु क्वार्ट्ज के समान होते हैं। वैज्ञानिक फ्रेंकवेन के अनुसार द्रव की संरचना क्लस्टर के रूप में होती है। आधुनिक विचारधारा के अनुसार जल की संरचना में इलेक्ट्रॉन क्लाउड टेट्राहेड्रल(चतुष्फलकीय) संरचना में होते हैं। हाइड्रोजन बन्ध दो प्रकार के होते हैं–[4]

1. **अन्तर अणुक हाइड्रोजन बन्ध(इण्टर मॉलिक्यूलर हाइड्रोजन बॉन्ड) या संगुणन(एसोसिएशन)**– जब दो या अधिक अणु आपस में हाइड्रोजन बन्ध द्वारा जुड़े रहते हैं। तब इस प्रकार के बन्ध को अन्तर अणुक हाइड्रोजन बन्ध या संगुणन कहते हैं।



2. **अन्तराअणुक हाइड्रोजन बन्ध(इण्टरा मॉलिक्यूलर हाइड्रोजन बॉन्ड) या चीलेशन**– जब पदार्थ के एक ही अणु में हाइड्रोजन बन्ध बनता है, तब इस बन्ध को अन्तराअणुक हाइड्रोजन बन्ध या चीलेशन कहते हैं।



हाइड्रोजन बन्ध और बन्धों की तुलना में दुर्बल होते हैं परन्तु पदार्थ के भौतिक गुणों को विशेष रूप से प्रभावित करती है। जल के विलक्षण गुणों में भौतिक अवस्था, विलेयता, क्वथनांक, गलनांक, वाष्पन ऊष्मा , द्रवों की श्यानता, क्रिस्टल संरचना एवं घनत्व आते हैं। ये गुण सामान्य से अधिक या कम प्रदर्शित होते हैं। इन गुणों को हाइड्रोजन बन्ध बनने के कारण समझाया जाता है।[5]

4. **जल की भौतिक अवस्था–** पदार्थ ठोस, द्रव या गैस अवस्था में पाया जाता है। यह इस तथ्य पर निर्भर करता है कि पदार्थ का अणुभार कितना है? यदि अणुभार अधिक होगा तब पदार्थ ठोस होगा, यदि कम होगा तो द्रव होगा, यदि बहुत कम होगा तब पदार्थ गैस अवस्था में होगा। उदाहरणार्थ– हाइड्रोजन का अणुभार दो होता है, अतः यह गैस अवस्था में होगा। अणुभार का बढ़ना हाइड्रोजन बन्ध की उपस्थिति पर निर्भर करता है। कार्बन डाई ऑक्साइड CO_2 का अणुभार 44 है, अतः यह गैस है। कार्बन डाई सल्फाइड CS_2 का अणुभार 76 है, अतः यह द्रव है। कार्बन परमाणु आपस में जुड़कर ग्रेफाइट और हीरा बनाते हैं। इनमें परमाणुओं की संख्या असंख्य है, निश्चित नहीं है। अतः अणुभार भी अधिक होता है, इस कारण से यह ठोस है। इसके अतिरिक्त और पदार्थ भी हाइड्रोजन बन्ध प्रदर्शित करते हैं। जहाँ असंख्य अणु आपस में जुड़ जाते हैं जिससे उनका अणुभार बढ़ जाता है और पदार्थ द्रव या ठोस अवस्था में पाया जाता है। जल के अणु का अणुभार 18 है जो कि एक गैस होनी चाहिए परन्तु ऐसा नहीं हैः जल के अंतर अणुक हाइड्रोजन बन्ध प्रदर्शित करते हैं। जिससे बहुत से अणु आपस में जुड़ रहते हैं। अणुओं की संख्या निश्चित नहीं है। इस कारण जल द्रव अवस्था में पाया जाता है। अणुभार एक अणु का लेते हैं।

5. विलेयता– जो यौगिक जल के साथ हाइड्रोजन बन्ध बनाने की क्षमता रखते हैं, वे जल में घुलनशील होते हैं और जो हाइड्रोजन बन्ध बनाने की क्षमता नहीं रखते हैं वे जल में अघुलनशील होते हैं। जैसे एल्कोहल, जल में विलेय है क्योंकि एल्कोहल जल के साथ अन्तरअणुक हाइड्रोजन बन्ध बनाते हैं। एल्डीहाइड जल में विलेय है क्योंकि अन्तरअणुक बन्ध बनाते हैं। बेन्जीन, टॉल्विन, नैफ्थ्लीन, जल के साथ हाइड्रोजन बन्ध नहीं बनाते हैं। अतः जल में अविलेय है। ऐसे यौगिक जिनमें कई हाइड्रॉक्सिल समूह होते हैं वे भी जल में घुलनशील होते हैं। जैसे ग्लूकोज, चीनी, क्योंकि ये भी हाइड्रोजन बन्ध बनाते है तथा जल में विलेय हैं। ऐसे यौगिक जो अन्तरा आणविक हाइड्रोजन बन्ध दर्शाते हैं, वे जल में कम घुलनशील या अघुलनशील होते हैं। जो यौगिक अन्तराआणविक हाइड्रोजन बन्ध नहीं दर्शाते वे अधिक घुलनशील होते हैं। जैसे– आर्थो सेलीसायलिक अम्ल कम विलेय होते हैं जबकि मेटा या पेरासेलीसायलिक अम्ल अधिक विलेय होते हैं क्योंकि जल के साथ अन्तर आणविक हाइड्रोजन बन्ध दर्शाते हैं।

6. **वाष्पन उष्मा–** किसी पदार्थ के एक ग्राम मोल द्रव **को वाष्प** में परिवर्तित करने के लिए आवश्यक ऊर्जा को वाष्पन उष्मा कहते हैं। यदि किसी यौगिक में हाइड्रोजन बन्ध **उपस्थित** होते हैं तो इस यौगिक की वाष्पन उष्मा अधिक होगी, क्योंकि पहले ऊर्जा हाइड्रोजन बन्ध तोड़ने में लगानी होगी तत्पश्चात् ऊर्जा द्रव को वाष्प में परिवर्तित करेगी। जल और एल्कोहल हाइड्रोजन बन्ध दर्शाते हैं, अतः कम वाष्पशील हैं या इनकी वाष्पन उष्मा अधिक है। जबकि ऐसीटोन, ईथर हाइड्रोजन बन्ध नहीं दर्शाते हैं। जिसके चलते कम ऊर्जा पर ही ये यौगिक वाष्प में परिवर्तित हो जाते हैं। इनकी वाष्पन उष्मा कम होगी, अतः ये वाष्पशील हैं।

7. **क्रिस्टल संरचना–** हाइड्रोजन बन्ध दिशात्मक होते हैं। अतः जो अणु हाइड्रोजन बन्ध दर्शाते हैं, वे अणु अपने को इस प्रकार व्यवस्थितकरते हैं। जिससे उनके मध्य प्रबलतम हाइड्रोजन बन्ध बने। ऐसे यौगिक विशेष प्रकार की क्रिस्टल संरचना बनाते हैं। जैसे– HCN रेखीय, CH_3OH, HCOOH टेड़ी–मेड़ी(zig-zag), NH_4F बुर्टजाइट, जल H_2O चतुष्फलकीय संरचना प्रदर्शित करते हैं।

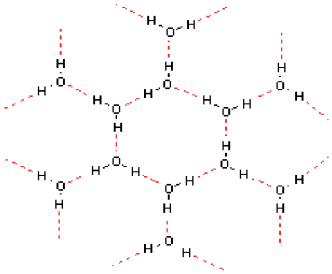
8. **द्रवों की श्यानता–** द्रवों में हाइड्रोजन बन्धों के कारण उनकी विभिन्न सतहों के अणुओं के मध्य लगने वाला आकर्षण बल बढ़ जाता है। जिससे द्रवों की श्यानता में वृद्धि हो जाती है।

पदार्थ	जल H_2O	मिथाइल एल्कोहल CH_3OH	डाई मिथाइल ईथर $CH_3O\,CH_3$
श्यानता मिली पॉयज	१०.०५	५.६७	२.३३

9. **क्वथनांक और गलनांक–** किसी द्रव का क्वथनांक वह ताप बिन्दु है जिसपर उस द्रव का वाष्प दाब वायुमण्डलीय दाब के बराबर होगा। इस बिन्दु पर द्रव गैस में परिवर्तित होगा। यह पदार्थ के अणुभार पर निर्भर है। अधिक अणुभार होने पर अधिक क्वथनांक होगा। इसी प्रकार गलनांक किसी ठोस का ताप बिन्दु है जिस पर ठोस बिना अपघटित हुए द्रव में परिवर्तित होता है। ठोस का द्रव में तथा द्रव को गैस में परिवर्तित करने के लिए अणुओं को उष्मा द्वारा दूर किया जाता है। अणुओं के मध्य जितना अधिक अन्तरा आणविक आकर्षण बल होगा, उतनी ही अधिक ऊर्जा उन अणुओं को अलग करने के लिए आवश्यक होगी। जिससे उनके गलनांक तथा क्वथनांक अधिक होंगे। हाइड्रोजन बन्ध युक्त यौगिकों में अणुओं का संगुणन होता है, जिससे अणुओं के मध्य प्रबल आकर्षण बल उत्पन्न होता है। इन बलों को तोड़ने के लिए अधिक उष्मा की आवश्यकता होगी। अतः हाइड्रोजन बन्ध यौगिकों के गलनांक तथा क्वथनांक अधिक होंगे। जल का क्वथनांक 100^0 सें0 होता है। जल में प्रत्येक ऑक्सीजन परमाणु दो हाइड्रोजन परमाणुओं से सहसंयोजक बन्ध द्वारा बन्धित होता है। साथ ही दो हाइड्रोजन बन्ध द्वारा बन्धित होते हैं। इससे अन्तर आणविक बलों में वृद्धि हो जाती है। इन बलों तथा हाइड्रोजन बन्धों को तोड़ने के लिए अधिक उष्मा की आवश्यकता होगी। जिससे जल का क्वथनांक 100^0 सें0 होता है। इसी प्रकार o,m,p नाइट्रो–फीनॉल के क्वथनांक क्रमशः 214^0 सें0, 290^0 सें0, 270^0 सें0 होते हैं। ऑर्थो आइसोमर में चीलेशन होता है जबकि मेटा तथा पेरा आइसोमर में संगुणन होता है। इन बलों को तोड़ने के लिए अधिक उष्मा की आवश्यकता होती है। अतः m तथा p का क्वथनांक अधिक होता है। यौगिकों में जितना अधिक हाइड्रोजन बन्ध होगा उतना ही अधिक क्वथनांक होगा। इसी प्रकार ठोस का गलनांक भी अधिक होगा। अणुओं की संख्या अधिक होने के कारण आकर्षण बल अधिक होगा। उस बल को हटाने के लिए अधिक उष्मा का उपयोग करना होगा। अतः गलनांक भी अधिक होगा।

10. **जल का घनत्व–** ठोस पदार्थ का घनत्व अधिक होता है क्योंकि ठोस में अणुओं की संख्या अधिक है परन्तु बर्फ के ठोस होते हुए भी इसका घनत्व कम होता है। इस कारण से वह जल में तैरती है। जब जल को 4^0 सें0 तक ठण्डा करते हैं, तब जल के घनत्व में वृद्धि होती है परन्तु जब जल को 4^0 सें0 से नीचे ठण्डा करते हैं तो जल का घनत्व कम होने लगता है। जल में हाइड्रोजन बन्ध प्रत्येक ताप पर उपस्थित रहता है। परन्तु 4^0 सें0 से नीचे जाने पर अणुओं की गतिशीलता कम हो जाती है। प्रबल हाइड्रोजन बन्ध बनाने के लिए प्रत्येक ऑक्सीजन परमाणु को अन्य चार हाइड्रोजन परमाणु चतुष्फलकीय रूप में घेर लेते हैं। इसमें दो हाइड्रोजन बन्ध से बन्धित रहते हैं। अतः बर्फ में जल के अणु परस्पर चतुष्फलकीय दिशामान में रहते हैं। अणुओं के मध्य बहुत रिक्त स्थान रहता है जिससे बर्फ ठोस होते हुए भी जल से हल्की होती है। बर्फ का घनत्व जल के घनत्व से कम होता है। इसके कारण बर्फ पानी में तैरती है। जब बर्फ पिघलती है, तब संरचना धीरे–धीरे टूटने लगती है तथा जल के अणु परस्पर निकट आने लगते हैं।

11. **बर्फ की संरचना**– उपयुक्त विवरण जल के महत्व एवं जल के विलक्षण गुणों को हाइड्रोजन बन्ध द्वारा समझाया जाता है।



12. **निष्कर्ष**– जल जीवन के लिए अत्यन्त ही उपयोगी है। जल के बिना जीवन की कल्पना नहीं की जा सकती। इसके अनेकानेक गुण जनजीवन एवं सम्पूर्ण ब्रह्माण्ड के लिए वरदान है।

संदर्भ

1. मॉरीसन, आर0 टी0 एवं बॉयड, आर0 एन0(2016) कार्बनिक रसायन, छठा संस्करण, पियरसन, नई दिल्ली।
2. सिंह, डी0(2015) भूगर्भ जल संरक्षण, अनुसंधान विज्ञान शोध पत्रिका, खण्ड–3, अंक–1, मु0पृ0 162–164।
3. चटवाल, गुरदीप आर0(1994) कार्बनिक रसायन, हिमालय पब्लिशिंग हाउस।
4. अग्रवाल, एस0 के0 एवं लाल, कीमती(2012) एडवांस्ड इनऑर्गेनिक केमिस्ट्री, प्रगति प्रकाशन, मेरठ।
5. कुडेसिया, वी0 पी0(2003) एन्वायरमेंटल केमिस्ट्री, द्वितीय संस्करण, प्रगति प्रकाशन, मेरठ।