HYDROGEN

हाइड्रोजन आवर्त सारणी का प्रथम व सबसे हल्का तत्व है।

प्रतीक	: H
अणुसूत्र	: H_2
परमाणु क्रमांक	: 1
इलेक्ट्रानिक विन्यास	: $1s^1$
परमाण्विक द्रव्यमान	: 1.008

हाईड्रोजन की खोज हैनरी कैविण्डश ने की थी।

हाईड्रोजन का आवर्त सारणी में स्थान–

परमाण्विक द्रव्यमान तथा परमाणु क्रमांक के आधार पर हाईड्रोजन को आवर्त सारणी में हीलियम से पूर्व रखा जाता है। इसके नाभिक में 1 प्रोटोन तथा K कोश के S कक्षक में 1 इलेक्ट्रॉन पाया जाता है। यह क्षार धातुओं के समान एक इलेक्ट्रॉन खोकर हाईड्रोजन आयन (H^+) या हैलोजन के समान एक इलेक्ट्रॉन ग्रहण करके हाइड्राइड आयन (H^-) बनाता है।

हाइड्रोजन के समस्थानिक (Isotopes of Hydrogen)

परमाणु क्रमांक 1 युक्त हाइड्रोजन के तीन समस्थानिक ज्ञात हैं। इन्हें प्रोटियम ($_1^1H$ या H), ड्यूटीरियम ($_1^2H$ or D) ट्राइटियम ($_1^3H$ या T) कहते हैं। इन तीनों समस्थानिकों की संरचना चित्र में प्रदर्शित है :

प्रोटियम ($_1^1H$ or H) ड्यूटीरियम ($_1^2H$ or D) ट्राइटियम ($_1^3H$ or T)

: हाइड्रोजन के तीन समस्थानिकों के कुछ गुण

गुण	सामान्य हाइड्रोजन (प्रोटियम)	भारी हाइड्रोजन (ड्यूटीरियम)	ट्राइटियम
1. प्रतीक	$_1^1H$ or H	$_1^2H$ or D	$_1^3H$ or T
2. परमाणु क्रमांक	1	1	1
3. द्रव्यमान संख्या	1.0081	2.0147	3.0170
4. परमाणुकता	2	2	2
5. प्रोटॉनों की संख्या	1	1	1
6. न्यूट्रॉनों की संख्या	शून्य	1	2
7. इलेक्ट्रॉनों की संख्या	1	1	1
8. इलेक्ट्रानिक विन्यास	$1s^1$	$1s^1$	$1s^1$
9. स्थायित्व	स्थायी	स्थायी	रेडियोऐक्टिव अस्थायी
10. आण्विक द्रव्यमान	2.016	4.028	6.03
11. सामान्य हाइड्रोजन में इनके अणुओं की आपेक्षिक प्राप्ति	99.984%	0.0156%	10^{-15}

अत: हाइड्रोजन के ये तीनों समस्थानिक केवल न्यूट्रॉनों की संख्या में भिन्न होते हैं। चूँकि इन समस्थानिकों का समान परमाणु क्रमांक एवं इलेक्ट्रानिक विन्यास होता है, इसलिए इनके रासायनिक गुण समान होते हैं।

9.3 डाइ-हाइड्रोजन : विरचन, गुण तथा उपयोग (Dihydrogen : Preparation, Properties and Uses)

विरचन की विधियाँ (Methods of Preparation)—हाइड्रोजन जल, अम्लों तथा क्षारों से प्राप्त की जा सकती है।

1. जल से (From Water)—हाइड्रोजन गैस को जल के विघोजन से (a) विद्युत्-अपघटन, (b) धातुओं, (c) हाइड्राइडों से प्राप्त किया जा सकता है।

(a) विद्युत्-अपघटन द्वारा (By Electrolysis)—जल विद्युत् का चालन नहीं करता है। सूक्ष्म मात्रा में अम्ल या क्षार मिलाने पर यह विद्युत् चालन करता है अत: अम्लीकृत जल के विद्युत्-अपघटन से कैथोड पर हाइड्रोजन गैस प्राप्त होती है।

इस विधि से उच्च शुद्धता की हाइड्रोजन प्राप्त होती है।

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

कैथोड पर :

$$H^+ + e^- \longrightarrow H$$

$$H + H \longrightarrow H_2$$

ऐनोड पर : $4OH^- + 4e^- \longrightarrow 4OH$

$$4OH \longrightarrow 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$$

(b) धातुओं की क्रिया द्वारा (By the Action of Metals)—धातुएँ जल को विभिन्न परिस्थितियों में वियोजित करती हैं। इस गुण के आधार पर इन्हें तीन समूहों में वर्गीकृत किया गया है :

(i) सोडियम, पोटैशियम तथा कैल्शियम सामान्य ताप पर जल को वियोजित करती है। क्षार धातुओं के साथ अभिक्रिया हिंसक होती है। अत: प्रयोग में धातु के स्थान पर अमलगम का प्रयोग करते हैं।

$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$$

$$2K + 2H_2O \longrightarrow 2KOH + H_2\uparrow$$

$$Ca + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$$

(ii) धातुएँ जैसे मैग्नीशियम, ऐल्युमिनियम तथा जिंक जल को गर्म करने पर वियोजित करती हैं।

$$Mg + H_2O \longrightarrow MgO + H_2\uparrow$$

$$Zn + H_2O \longrightarrow ZnO + H_2\uparrow$$

(iii) वाष्प की अवस्था में जल रक्त तप्त आयरन या टिन से प्रवाहित करने पर वियोजित हो जाता है।

$$3Fe + 4H_2O \rightleftharpoons Fe_3O_4 4H_2\uparrow$$

(c) हाइड्राइडों की क्रिया द्वारा (By the Action of Hydrides)—सामान्य ताप पर हाइड्राइड जल से क्रिया करके धात्विक हाइड्रॉक्साइड तथा हाइड्रोजन बनाते हैं। अत: जब कैल्शियम हाइड्राइड (हाइड्रोलिथ) जल के साथ क्रिया करके हाइड्रोजन मुक्त करता है।

$$CaH_2 + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + 2H_2\uparrow$$

2. अम्लों से (From Acids)— धातुएँ जैसे जिंक, मैग्नीशियम, आयरन, ऐल्युमिनियम आदि अम्लों से क्रिया करके संगत लवण बनाती हैं तथा हाइड्रोजन मुक्त करती हैं।

$$Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$$

$$Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2$$

3. क्षारों से (From Alkalies)—धातुएँ जैसे जिंक, टिन तथा ऐल्युमिनियम कॉस्टिक सोडा या पोटाश के उबलते विलयन के साथ गर्म करने पर हाइड्रोजन देती हैं।

$$2Al + 2NaOH + 2H_2O \longrightarrow \underset{\text{सोडियम मेटाऐल्युमिनेट}}{2NaAlO_2} + 3H_2\uparrow$$

$$Zn + 2NaOH \longrightarrow \underset{\text{सोडियम जिंकेट}}{Na_2ZnO_2} + H_2$$

$$Sn + 2NaOH + H_2O \longrightarrow \underset{\text{सोडियम स्टैनेट}}{Na_2SnO_3} + 2H_2$$

विरचन की प्रयोगशाला विधि (Laboratory Method of Preparation)—प्रयोगशाला में हाइड्रोजन गैस को तनु सल्फ्यूरिक अम्ल तथा दानेदार जस्ते की क्रिया से बनाते हैं।

$$Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2\uparrow$$

इसमें सान्द्र सल्फ्यूरिक अम्ल का प्रयोग नहीं किया जाता है क्योंकि जिंक सान्द्र अम्ल से क्रिया करके H_2 गैस के स्थान पर SO_2 गैस बनाती है।

$$Zn + 2H_2SO_4 \text{ (सान्द्र)} \longrightarrow ZnSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

(c) हाइड्राइडों की क्रिया द्वारा (By the Action of Hydrides)—सामान्य ताप पर हाइड्राइड जल से क्रिया करके धात्विक हाइड्रॉक्साइड तथा हाइड्रोजन बनाते हैं। अत: जब कैल्शियम हाइड्राइड (हाइड्रोलिथ) जल के साथ क्रिया करके हाइड्रोजन मुक्त करता है।

$$CaH_2 + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + 2H_2\uparrow$$

2. अम्लों से (From Acids)—धातुएँ जैसे जिंक, मैग्नीशियम, आयरन, ऐल्युमिनियम आदि अम्लों से क्रिया करके संगत लवण बनाती हैं तथा हाइड्रोजन मुक्त करती हैं।

$$Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$$
$$Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2$$

3. क्षारों से (From Alkalies)—धातुएँ जैसे जिंक, टिन तथा ऐल्युमिनियम कॉस्टिक सोडा या पोटाश के उबलते विलयन के साथ गर्म करने पर हाइड्रोजन देती हैं।

$$2Al + 2NaOH + 2H_2O \longrightarrow \underset{\text{सोडियम मेटाऐल्युमिनेट}}{2NaAlO_2} + 3H_2\uparrow$$

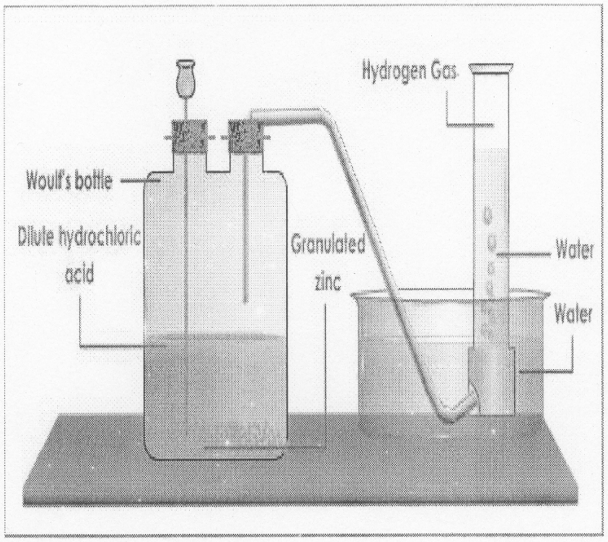
$$Zn + 2NaOH \longrightarrow \underset{\text{सोडियम जिंकेट}}{Na_2ZnO_2} + H_2$$

$$Sn + 2NaOH + H_2O \longrightarrow \underset{\text{सोडियम स्टैनेट}}{Na_2SnO_3} + 2H_2$$

हाईड्रोजन गैस बनाने की प्रयोगशाला विधि :–

प्रयोगशाला में हाइड्रोजन गैस को तनु हाइड्रोक्लोरिक अम्ल तथा दानेदार जस्ते की क्रिया से बनाते हैं।

$$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$$



भौतिक गुण (Physical Properties)

(1) हाइड्रोजन रंगहीन, गंधहीन तथा स्वादहीन गैस होती है।

(2) यह जल में अति अल्प विलेय होती है।

(3) यह वायु से हल्की तथा ज्ञात सबसे हल्की गैस है। STP पर 1 लीटर वायु का भार केवल 0.0980 g होता है।

(4) यह ऊष्मा की सुचालक है।

(5) धातुएँ जैसे पैलेडियम, प्लेटिनम तथा कोबाल्ट आदि डाइहाइड्रोजन की अत्यधिक मात्रा अवशोषित कर लेती हैं। इस घटना को अधिशोषण (adsorption) कहते हैं। इसे सर्वप्रथम ग्राहम ने 1866 में देखा था। पैलेडियम अपने आयतन से 936 गुना हाइड्रोजन को अधिशोषित कर लेता है।

हाइड्रोजन के परमाण्विक तथा आण्विक गुण

परमाण्विक गुण (Atomic Properties)	आण्विक गुण (Molecular Properties)
आयतन ऊर्जा (kJ mol^{-1}) 1312	गलनांक (K) 13.8
इलेक्ट्रॉन बन्धुता (kJ mol^{-1}) 72.8	क्वथनांक (K) 20.4
विद्युत् ऋणात्मकता 2.1	घनत्व (g/l) 0.089
परमाणु त्रिज्या (pm) 37	आबन्ध लम्बाई (pm) 74.2
H^- की आयनिक त्रिज्या (pm) 210	आबन्ध ऊर्जा (kJ mol^{-10}) 436

रासायनिक गुण (Chemical Properties)

1. लिटमस पर क्रिया—डाइहाइड्रोजन लिटमस के प्रति उदासीन होती है।

2. ज्वलनशीलता (Inflammability)—डाइहाइड्रोजन ज्वलनशील गैस है तथा नीली ज्वाला के साथ जलती है। अतः डाइहाइड्रोजन दहनशील गैस है, लेकिन जलने में सहायता नहीं करती है। वायु या ऑक्सीजन के साथ विस्फोटक रूप में जलकर जल बनाती है।

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)}$$

3. धातुओं से संयोग (Combination with Metals)—डाइहाइड्रोजन अनेकों धातुओं जैसे सोडियम, पोटैशियम, कैल्शियम आदि से क्रिया करके आयनिक हाइड्राइड बनाती है।

$$2Na + H_2 \xrightarrow{\Delta} 2NaH$$
$$Ca + H_2 \xrightarrow{\Delta} CaH_2$$

4. अधातुओं से संयोग (Combination with Non-metals)—डाइहाइड्रोजन अधिक सक्रिय तत्व नहीं है। यह अधातुओं से उचित परिस्थितियों में क्रिया करती है।

हैलोजन्स :

$$H_2 + F_2 \xrightarrow{\text{अन्धेरा}} 2HF$$

$$H_2 + Cl_2 \xrightarrow{\text{विसरित सूर्य का प्रकाश}} 2HCl$$

$$H_2 + Br_2 \xrightarrow[\text{उत्प्रेरक}]{620\,K} 2HBr$$

$$H_2 + I_2 \xrightarrow{637\,K,\ Pt} 2HI$$

डाइहाइड्रोजन की हैलोजनों की क्रियाशीलता निम्न क्रम में घटती है :

$$F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$$

सल्फर :

$$H_2 + S \xrightarrow{700\,K} H_2S$$

नाइट्रोजन :

$$N_2 + 3H_2 \xrightarrow[750\,K,\ \text{दाब}]{Fe, Mo} 2NH_3$$

कार्बन :

$$2C + H_2 \xrightarrow[2773\,K]{\text{विद्युत् आर्क}} \underset{\text{ऐसीटिलीन}}{CH \equiv CH}$$

5. अपचायक लक्षण (Reducing Character)—डाइहाइड्रोजन प्रबल अपचायक का कार्य करती है। जब हाइड्रोजन को धातुओं के गर्म ऑक्साइडों पर प्रवाहित करते हैं तब ऑक्सीजन निष्कासित हो जाती है तथा संगत धातुएँ प्राप्त होती हैं।

$$CuO + H_2 \xrightarrow{\Delta} Cu + H_2O$$

$$PbO + H_2 \xrightarrow{\Delta} Pb + H_2O$$

6. तेलों का हाइड्रोजनीकरण (Hydrogenation of Oils)—हाइड्रोजन जब तेलों से होकर सूक्ष्म विभाजित निकल की उपस्थिति में प्रवाहित की जाती है, तब तेल ठोसीकृत होकर वसा में परिवर्तित हो जाते हैं। उत्प्रेरकीय रूप से हाइड्रोजन द्वारा तेलों का वसा में परिवर्तन हाइड्रोजनीकरण कहलाता है। इस प्रक्रम का प्रयोग वनस्पति (डालडा, रथ, गगन आदि) के निर्माण में किया जाता है।

$$\text{वनस्पति तेल} + H_2 \xrightarrow[473\ K]{\text{Ni चूर्ण}} \text{वनस्पति घी}$$

7. कार्बन मोनो-ऑक्साइड के साथ अभिक्रिया (Reaction with Carbon Monoxide)—

$$CO + 2H_2 \xrightarrow[ZnO,\ Cr_2O_3]{700K,\ 200\,atm} \underset{\text{मेथेनॉल}}{CH_3OH}$$

8. असंतृप्त हाइड्रोकार्बनों के साथ अभिक्रिया (Reaction with Unsaturated Hydrocarbons)—डाइहाइड्रोजन असंतृप्त हाइड्रोकार्बनों जैसे एथीन तथा एथाइन से क्रिया करके संतृप्त हाइड्रोकार्बन देती है।

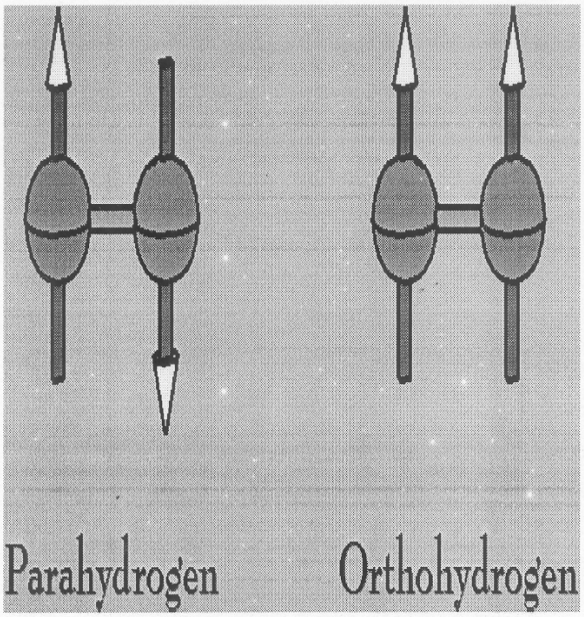
$$\underset{\text{एथीन}}{H_2C{=}CH_2} + H_2 \xrightarrow[473\,K]{Ni\ or\ Pt\ or\ Pd} \underset{\text{एथेन}}{H_3C{-}CH_3}$$

$$\underset{\text{एथाइन}}{HC{\equiv}CH} + 2H_2 \xrightarrow[473\,K]{Ni\ or\ Pt\ or\ Pd} \underset{\text{एथेन}}{H_3C{-}CH_3}$$

हाइड्रोजन के उपयोग (Uses of Hydrogen)

1. हल्की गैस होने के कारण पूर्व से ही हाइड्रोजन का उपयोग पूर्व समय से ही गुब्बारों आदि में भरने में किया जा रहा है। लेकिन इसकी ज्वलनशीलता के कारण अब इसके स्थान पर हीलियम (He) या हाइड्रोजन तथा हीलियम का मिश्रण (85% He, 15% H_2) प्रयोग किया जाता है।
2. हाइड्रोजन का उपयोग ऑक्सीहाइड्रोजन ज्वाला के निर्माण में किया जाता है जो कि अत्यधिक गर्म ज्वाला होती है जिसका प्रयोग वेल्डिंग करने, लाइम लाइट उत्पन्न करने तथा क्वार्ट्ज एवं प्लैटिनम को पिघलाने में किया जाता है। परमाणुक हाइड्रोजन प्रवाह पाइप (flow pipe) का प्रयोग भी वेल्डिंग करने में किया जाता है।
3. नाइट्रोजन तथा हाइड्रोजन मिश्रण का प्रयोग अमोनिया निर्माण (हैबर प्रक्रम) में किया जाता है।
4. कार्बन मोनो-ऑक्साइड तथा हाइड्रोजन के मिश्रण को उत्प्रेरक पर प्रवाहित करके मेथिल ऐल्कोहॉल तथा फॉर्मैल्डिहाइड का निर्माण करने में।
5. इसका प्रयोग तेलों के हाइड्रोजनीकरण में किया जाता है।
6. पेट्रोल तथा कोयले के विकल्प के निर्माण में।

हाईड्रोजन अणुओं में प्रोटोनों का चक्रण समान या विपरीत दिशा में हो सकता है। इससे हाइड्रोजन अणु दो अपरूप में पाया जाता है। जब प्रोटोन का चक्रण समान दिशा में होता है तब **ऑर्थोहाईड्रोजन** एवं जब प्रोटोन का चक्रण विपरीत दिशा में होता है तो **पैरा हाइड्रोजन** कहते हैं।



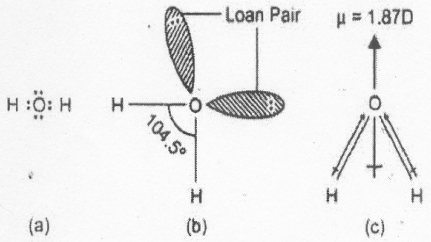
जल–भौतिक तथा रासायनिक गुण :–

जल दो तत्वों हाइड्रोजन व ऑक्सीजन के 2:1 अनुपात से संयुक्त होने से बना है। इसका सूत्र H_2O है। यह सभी जीवित पदार्थों तथा भोजन में उपस्थित है। जल मानव शरीर का 65% भाग बनाता है।

जल के अणु की संरचना :–

ऑक्सीजन परमाणु के दो हाइड्रोजन परमाणु, दो सहसंयोजक बंधों द्वारा जुड़े रहते हैं। ऑक्सीजन परमाणु SP^3 संकरित होता है।

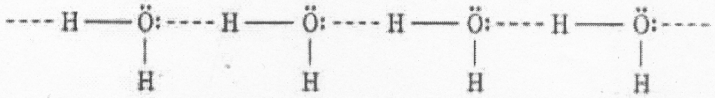
H – O –H के बीच का कोण 104.5^0 होता है।



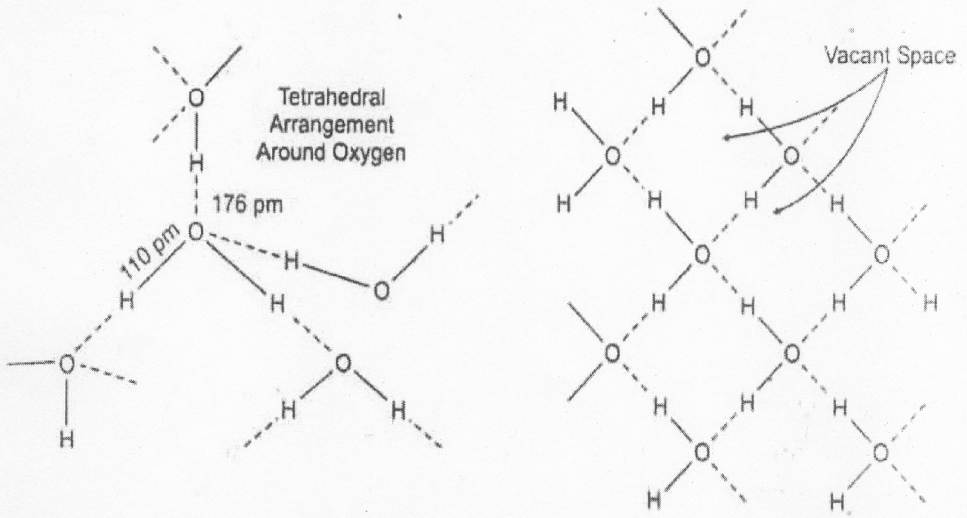
जल के अणु की संरचना

ऑक्सीजन की उच्च ऋणात्मकता के कारण जल का अणु अत्यधिक ध्रुवित (Polar) होता है। ऑक्सीजन परमाणु पर आंशिक ऋणावेश व हाईड्रोजन परमाणुओं पर धनावेश होता है। H_2O का द्विध्रुव आघूर्ण 1.87 D होता है।

जल तथा बर्फ में हाइड्रोजन आबन्धन :– द्रव जल में अणु अन्तरआण्विक हाइड्रोजन आबन्धों से जुड़े रहते हैं।



इस व्यवस्था में प्रत्येक ऑक्सीजन परमाणु चतुष्फलकीय रूप में चार H-परमाणुओं से जुड़ा रहता है। दो H-परमाणु O-परमाणु से सहसंयोजक आबन्ध द्वारा तथा शेष दो H-परमाणु O-परमाणु से दो हाइड्रोजन आबन्धनों द्वारा जुड़े रहते हैं।



जल तथा बर्फ में हाइड्रोजन आबन्धन

जल के भौतिक तथा रासायनिक गुण

जल के भौतिक गुण (Physical Properties of Water)—1. स्वच्छ जल पारदर्शी, रंगहीन, स्वादहीन तथा गंधहीन होता है।

2. जल का गलनांक (273 K), क्वथनांक (273 K) 1 वायुमण्डलीय दाब पर आपेक्षिक रूप में आण्विक समूह के कारण उच्च होता है। निम्न दाब पर जल का क्वथनांक घटता है।

3. जल का 277 K पर घनत्व अधिकतम 1.00 g cm^{-3} होता है। इसका आयतन गर्म या ठण्डा करने पर विस्तारित होता है।

4. जल ध्रुवीय प्रकृति का होता है तथा इसे सार्वत्रिक विलायक माना जाता है क्योंकि इसमें अधिकांश अकार्बनिक पदार्थों को घोलने की क्षमता होती है या आयनिक तथा ध्रुवीय यौगिक जल में शीघ्रता से घुल जाते हैं। कुछ कार्बनिक यौगिक जैसे ऐल्कोहॉल, एमाइड, यूरिया, शर्करा, ग्लूकोज, शहद आदि भी जल में घुल जाते हैं क्योंकि इसमें जल के साथ हाइड्रोजन आबन्धन बनाने की प्रवृत्ति पायी जाती है।

जल के रासायनिक गुण (Chemical Properties of Water)—जल का अति उच्च ऊष्मीय स्थायित्व होता है। केवल 2273 K ताप से ऊपर या कुछ विद्युत् अपघट्यों की उपस्थिति में विद्युत्-अपघटन पर यह अपने अवयवों में विघटित हो जाता है। जल के कुछ महत्वपूर्ण रासायनिक गुण निम्नवत् हैं—

1. **स्थायित्व (Stability)**—उच्च ऋणात्मक सम्भवन ऊष्मा (ΔH_f = 285.9 kJ mol^{-1}) के कारण जल अत्यधिक स्थायी होता है तथा उच्च ताप पर भी वियोजित नहीं होता है।

2. **धातुओं की जल पर क्रिया (Action of Metals on Water)**—विद्युत्-रासायनिक श्रेणी में हाइड्रोजन के ऊपर रखी धातुएँ उचित ताप पर जल को वियोजित कर देती हैं।

$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$$
$$Ca + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$$
$$Mg + H_2O \longrightarrow MgO + H_2\uparrow$$

3. **अम्ल-क्षार अभिक्रियाएँ : उभयधर्मी लक्षण (Acid-Base Reactions : Amphoteric Nature)**—जल उभयधर्मी (amphoteric) पदार्थ होता है। यह अम्ल तथा क्षार दोनों के समान निम्नवत् व्यवहार करता है—

$$H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq.)} + OH^-_{(aq.)}$$

$K_w = 1.0 \times 10^{-14}\ mol^2\ L^{-2}$

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

$$\underset{\text{क्षार}}{NH_3} + \underset{\text{अम्ल}}{H_2O} \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

जल लिटमस के प्रति उदासीन होता है। इसकी $pH = 7$ होती है।

4. **ऑक्सीकारक तथा अपचायक प्रकृति (Oxidising and Reducing Nature)**—जल रासायनिक अभिक्रियाओं में ऑक्सीकारक तथा अपचायक दोनों रूपों में कार्य करता है। सक्रिय धातुओं के साथ जल ऑक्सीकारक की तरह कार्य करता है जबकि उच्च ऋणविद्युती तत्वों के साथ यह अपचायक का कार्य करता है।

जल के भौतिक गुण (Physical Properties of Water)–1. स्वच्छ जल पारदर्शी, रंगहीन, स्वादहीन तथा गंधहीन होता है।

2. जल का गलनांक (273 K), क्वथनांक (273 K) 1 वायुमण्डलीय दाब पर आपेक्षिक रूप में आण्विक समूह के कारण उच्च होता है। निम्न दाब पर जल का क्वथनांक घटता है।

3. जल का 277 K पर घनत्व अधिकतम 1.00 g cm^{-3} होता है। इसका आयतन गर्म या ठण्डा करने पर विस्तारित होता है।

4. जल ध्रुवीय प्रकृति का होता है तथा इसे सार्वत्रिक विलायक माना जाता है क्योंकि इसमें अधिकांश अकार्बनिक पदार्थों को घोलने की क्षमता होती है या आयनिक तथा ध्रुवीय यौगिक जल में शीघ्रता से घुल जाते हैं। कुछ कार्बनिक यौगिक जैसे ऐल्कोहॉल, एमाइड, यूरिया, शर्करा, ग्लूकोज, शहद आदि भी जल में घुल जाते हैं क्योंकि इसमें जल के साथ हाइड्रोजन आबन्धन बनाने की प्रवृत्ति पायी जाती है।

जल के रासायनिक गुण (Chemical Properties of Water)–जल का अति उच्च ऊष्मीय स्थायित्व होता है। केवल 2273 K ताप से ऊपर या कुछ विद्युत् अपघट्यों की उपस्थिति में विद्युत्-अपघटन पर यह अपने अवयवों में विघटित हो जाता है। जल के कुछ महत्वपूर्ण रासायनिक गुण निम्नवत् हैं–

1. **स्थायित्व (Stability)**–उच्च ऋणात्मक सम्भवन ऊष्मा (ΔH_f = 285.9 kJ mol^{-1}) के कारण जल अत्यधिक स्थायी होता है तथा उच्च ताप पर भी वियोजित नहीं होता है।

2. **धातुओं की जल पर क्रिया (Action of Metals on Water)**–विद्युत्-रासायनिक श्रेणी में हाइड्रोजन के ऊपर रखी धातुएँ उचित ताप पर जल को वियोजित कर देती हैं।

$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$$
$$Ca + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$$
$$Mg + H_2O \longrightarrow MgO + H_2\uparrow$$

3. **अम्ल-क्षार अभिक्रियाएँ : उभयधर्मी लक्षण (Acid-Base Reactions : Amphoteric Nature)**–जल उभयधर्मी (amphoteric) पदार्थ होता है। यह अम्ल तथा क्षार दोनों के समान निम्नवत् व्यवहार करता है–

$$H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq.)} + OH^-_{(aq.)}$$

$K_w = 1.0 \times 10^{-14}\ mol^2\ L^{-2}$

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

$$\underset{\text{क्षार}}{NH_3} + \underset{\text{अम्ल}}{H_2O} \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

जल लिटमस के प्रति उदासीन होता है। इसकी $pH = 7$ होती है।

4. **ऑक्सीकारक तथा अपचायक प्रकृति (Oxidising and Reducing Nature)**–जल रासायनिक अभिक्रियाओं में ऑक्सीकारक तथा अपचायक दोनों रूपों में कार्य करता है। सक्रिय धातुओं के साथ जल ऑक्सीकारक की तरह कार्य करता है जबकि उच्च ऋणविद्युती तत्वों के साथ यह अपचायक का कार्य करता है।

$$2Na + \underset{\text{ऑक्सीकारक}}{H_2O} \longrightarrow 2NaOH + H_2$$

$$2F_2 + \underset{\text{अपचायक}}{2H_2O} \longrightarrow 4HF + O_2$$

जल क्लोरीन तथा ब्रोमीन से फ्लुओरीन के समान क्रिया करता है।

$$2Cl_2 + 2H_2O \longrightarrow 4HCl + O_2$$

$$2Br_2 + 2H_2O \longrightarrow 4HBr + O_2$$

5. **जल अपघटनी अभिक्रियाएँ (Hydrolysis Reactions)**—जल अधातुओं के ऑक्साइड तथा तथा हैलाइडों को आसानी से जल अपघटित करता है।

(i) जल अधातुओं के ऑक्साइडों को जल अपघटित करके संगत अम्ल देता है।

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow \underset{\text{सल्फ्यूरस अम्ल}}{H_2SO_3}$$

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow \underset{\text{सल्फ्यूरिक अम्ल}}{H_2SO_4}$$

$$PBr_3 + 3H_2O \longrightarrow \underset{\text{फॉस्फोरस अम्ल}}{H_3PO_3} + 3HBr$$

$$SiCl_4 + 2H_2O \longrightarrow SiO_2 + 4HCl$$

(ii) जल कुछ धातुओं के कार्बाइडों, नाइट्राइडों तथा फॉस्फाइडों को निम्नवत् जल अपघटित करता है—

$$\underset{\text{कैल्शियम कार्बाइड}}{CaC_2} + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + \underset{\text{ऐसीटिलीन}}{C_2H_2}$$

$$\underset{\text{ऐल्युमिनियम कार्बाइड}}{Al_4C_3} + 12H_2O \longrightarrow 4Al(OH)_3 + \underset{\text{मेथेन}}{3CH_4}$$

$$\underset{\text{मैग्नीशियम नाइट्राइड}}{Mg_3N_2} + 6H_2O \longrightarrow 3Mg(OH)_2 + \underset{\text{अमोनिया}}{2NH_3}$$

$$\underset{\text{ऐल्युमिनियम नाइट्राइड}}{AlN} + 3H_2O \longrightarrow Al(OH)_3 + \underset{\text{अमोनिया}}{NH_3}$$

$$\underset{\text{कैल्शियम फॉस्फाइड}}{Ca_3P_2} + 6H_2O \longrightarrow 3Ca(OH)_2 + \underset{\text{फॉस्फीन}}{2PH_3}$$

कठोर तथा मृदु जल :–(Hard and soft water)

कठोर जल :– कठोर जल साबुन के साथ झाग नहीं देता। उदाहरण – समुद्र जल, नदी का जल आदि।

मृदु जल – मृदु जल साबुन के साथ आसानी से झाग देता है। उदाहरण वर्षा का जल, आसुत जल।

जल की कठोरता के कारण : जल की कठोरता उसमें उपस्थित मैगनीशियम तथा कैल्शियम के क्लोराइडों, सल्फेटों तथा बाईकार्बोनेटों के कारण होती है। कठोरता दो प्रकार की होती है :–

1. अस्थायी कठोरता, 2. स्थायी कठोरता

1. अस्थायी कठोरताः– जल मेंघुले कैल्शियम तथा मैग्नीशियम के बाई कार्बोनेटों के कारण होती है। इस प्रकार की कठोरता उबालकर दूर की जा सकती है।

2. स्थायी कठोरताः– जल में घुले बाई कार्बोनेटों के अतिरिक्त कैल्शियम तथा मैग्नीशियम के विलेय लवणों के कारण होती है। इसे उबालकर दूर नहीं किया जा सकता है।

भारी जल :–(D_2O) (Heavy Water) : इसकी खोज अमेरिकी रासायनिज्ञ ने एच.सी. यूरे ने 1932 में की थी। यह दो भारी हाइड्रोजन (ड्यूटीरियम) परमाणु व एक ऑक्सीजन परमाणु के संयोग से बनता है।

भारी जल का विरचनः–

प्रभाजी आसवन द्वारा (By fractional distrillation):– भारी जल (D_2O) का क्वथनांक 374.2 K एवं जल (H_2O) का क्वथनांक 373 K है। इनका क्वथनांक का अंतर बहुत कम है।
साधारण जल के 6000 भागों में एक भाग भारी जल होता है।

अतः साधारण जल के लम्बे प्रभाजी स्तम्भ का प्रयोग करके भारी जल बनाया जा सकता है।

भारी जल के गुण (Properties of Heavy Water)

भौतिक गुण (Physical Properties) – गंधहीन तथा स्वादहीन द्रव है।

रासायनिक गुण (Chemical Properties)

रूप से साधारण जल के समान होना है। भारी जल साधारण जल की तुलना में धीमी गति से अभिक्रिया करता है।

1. धातुओं की क्रिया – D_2O क्षारीय तथा क्षारीय मृदा धातुओं से क्रिया करके हाइड्रोजन मुक्त करता है।

$$2D_2O + 2Na \rightarrow 2NaOD + D_2$$

सोडियम ड्यूटेरॉक्साइड

$$2D_2O + Ca \rightarrow Ca(OD)_2 + D_2$$

कैल्शियम ड्येटेरॉक्साइड

2. धात्विक ऑक्साइड से क्रिया – D_2O क्षारीय ऑक्साइडों से धीमी क्रिया करके भारी क्षार बनाता है।

$$Na_2O + D_2O \rightarrow 2NaOD$$