डा. मनु सिकरवार

ईकाई II

विलयन

1. विलेय विलयन का मात्रात्मक संघटन व्यक्त करने के प्रकार

(a) मोलरता, मोललता, मोल भिन्न, फार्मलता

2. राउल का नियम

(a) आदर्श एवं अनादर्श विलयन

3. अणुसंख्य गुणधर्म

(a) वाष्प दाब का अवनमन

(b) परासरण दाब

(c) क्वथनांक का उन्नयन एवम हिमांक का अवनमन

4. वान्ट हाफ गुणांक एवम अणुसंख्य गुणधर्मों के अपसामान्य मान

विलेय विलयन का मात्रात्मक संघटन व्यक्त करने के प्रकार:

(अ) भार भार मात्रक

भार प्रतिशत: 100 ग्राम विलयन में घुले हुए विलेय की ग्रामों में मात्रा विलयन की भार प्रतिशत कहलाती है

मोललता : 1000 ग्राम विलायक में घुले हुए विलेय की मोलों की संख्या को

विलयन की मोललता कहलाती है

मोल भिन्न :विलयन में उपस्थित किसी एक अवयव की मोल भिन्न विलयन में उपस्थित उस अवयव के मोलों की संख्या तथा विलयन में सभी अवयवों के मोलों की कुल संख्या का अनुपात होता है

(ब)भार आयतन मात्रक

मोलरता एक लिटर विलयन में घुले हुए विलेय के मोलों की संख्या उस विलयन की मोलरता कहलाती है

फार्मलता: एक लिटर विलयन में घुले हुए विलेय के ग्राम सूत्र भारों की संख्या उस विलयन की फार्मलता कहलाती है ,ताप के बढ़ने पर फार्मलता का मान कम हो जाता है

आदर्श विलयन वह विलयन है जिसको ओर तनु करने पर कोई ऊष्मीय परिवर्तन न हो तथा जो राऊल के नियम का पालन करें।

$\Delta H=0, \quad \Delta V=0$ अर्थात एन्थाल्पी और आयतन में परिवर्तन शून्य हो , ऐसे विलयन जिनके लिए एन्थाल्पी और आयतन में परिवर्तन शून्य नहीं हो एवं जिनको तनु करने पर ऊष्मीय परिवर्तन हों **अनादर्श विलयन** कहलाते हैं

धनात्मक विचलन प्रदर्शित करने वाले अनादर्ष विलयन के लिए

$$\Delta H>0, \ \Delta V>0$$

इसी प्रकार ऋणात्मक विचलन प्रदर्शित करने वाले अनादर्ष विलयन के लिए $\Delta H<0, \ \Delta V<0$

अणुसंख्य गुण – वे गुण जो विलयन में उपस्थित कणों की संख्या पर निर्भर करते हैं न कि उनकी प्रकृति तथा सान्द्रता पर अणुसंख्या गुण कहलाते हैं।

1. विलयन का परासरण दाब

2. विलायक का वाष्प दाब अवनमन

3. विलयन का क्वथनांक उन्नयन

4. विलयन का हिमांक अवनमन

चूंकि ये सभी गुण विलयन के ज्ञात आयतन में उपस्थित विलेय के अणुओं की संख्या पर निर्भर करते हैं, ये आपस में एक दूसरे से सम्बन्धित होते हैं। इन गुणों से हम किसी भी विलयन मं उपस्थित विलेय के अणुओं की संख्या ज्ञात **की जा सकती है** ।

परासरण – कम सान्द्रता वाले विलयन में से विलायक के अणुओं का अर्द्धपारगम्य झिल्ली में होकर उच्च सान्द्रता वाले विलयन की ओर होने वाला स्वतः प्रवाह परासरण कहलाता है। यह प्रवाह तब तक होता है जब तक कि **दोनों तरफ** साम्य स्थापित न हो जाये। साम्य **स्थापित होने** पर झिल्ली के दोनों ओर समान सान्द्रता होती है।

परासरण व विसरण में भेद –

परासरण		**विसरण**	
1.	परासरण हमेशा अर्द्धपारगम्य झिल्ली द्वारा होता है।	1.	जबकि विसरण के लिए इसकी आवश्यकता नहीं होती है।
2.	परासरण में हमेशा विलायक के अणु कम सान्द्रता वाले विलयन से अधिक सान्द्रता वाले विलयन की ओर सान्द्रता समान होने तक जाते हैं।	2.	विसरण में विलय एवं विलायक के अणु उच्च सान्द्रता वाले विलयन से कम सान्द्रता वाले विलयन की ओर सान्द्रता समान होने तक चलते हैं।
3.	परासरण में केवल विलायक के अणु ही चलते हैं।	3.	विसरण में विलेय तथा विलायक दोनों के अणु चलते हैं।

अतः विलयन पर लगाया गया वह बाह्य दाब जो उसमें अर्द्धपारगम्य झिल्ली में से विलायक के अणुओं का प्रवाह रोकने तथा तल में साम्य स्थापित करने के लिए आवश्यक होता है परासरण दाब कहलाता है।

वह झिल्ली जिसमें से होकर विलायक अणु तो जा सकें लेकिन विलेय के अणु प्रवेश न कर सके अर्द्धपारगम्य झिल्ली कहलाती है। अर्द्धपारगम्य झिल्लियाँ जीवों तथा पौधों में सामान्य रूप से पायी जाती है।

प्रयोगशाला में परासरण दाब के परिशुद्ध मापन के लिए कृत्रिम झिल्लियां बनाई जाती है। ये कॉपर फैरो सायनाइड, कैल्सियम फॉस्फेट, सेलुलोज नाइट्रेट जैसे जिलेटिनी पदार्थ से बनाई जाती है।

समपरासारी विलयन – वे दो विलयन, जो अर्द्धपारगम्य झिल्ली से विलायक का बहाव नहीं होने देते हैं समपरासरी विलयन कहलाते हैं क्योंकि इनके परासरण दाब समान होते हैं।

समान ताप पर जिन विलयनों के वाष्प दाब समान होते हैं उन्हें समदाबी विलयन कहते हैं। समपरासारी विलयन समदाबी भी होते हैं।

अतिपरासारी एवं अल्पपरासारी विलयन – समान ताप पर दो विलयनों में जिस विलयन का परासरण दाब अधिक होता है उसे अतिपरासारी विलयन और जिस विलयन का परासरण दाब कम होता है उसे अल्प परासारी विलयन कहते हैं।

परासरण दाब के नियम –

1. **वान्ट हॉफ बॉयल का नियम** – स्थिर ताप पर किसी तनु विलयन का परासरण दाब विलेय अणुओं की संख्या अथवा विलयन की सान्द्रता के समानुपाती होता है।

$$\pi \propto C \propto \frac{1}{V}$$

जहाँ π परासरण दाब तथा C विलयन की सान्द्रता मोल प्रति लिटर में है। इसी प्रकार हम जानते हैं कि V लिटर में वह आयतन है जिसमें एक ग्राम मोल विलेय उपस्थित है।

2. **वान्ट हॉफ चार्ल्स का नियम** – दाब–ताप वान्ट हॉफ नियम

   स्थिर सान्द्रता वाले तनु विलयन का परासरण दाब परम ताप का समानुपाती होता है। चूंकि सान्द्रता C और आयतन V एक दूसरे से सम्बन्धित है और विलयन के आयतन में वृद्धि नगण्य होती है। अतः स्थिर आयतन पर तनु विलयन का परासरण दाब इसके परम ताप के समानुपाती होता है।

   इस नियम के अनुसार $\pi \propto T$

   जहाँ π परासरण दाब है

3. **विलयनों के लिए सामान्य समीकरण** – विलयनों के लिए वान्ट हॉफ द्वारा दिये गये उपरोक्त दोनों नियमों के आधार पर –

   $$\pi V \propto T$$

   n **मोल विलयन के लिए जहाँ** S **विलयन स्थिरांक है ,**

   $$\pi V = nST$$

   यह स्थिरांक गैस स्थिरांक R **के समतुल्य होता है अतः**

   $$\pi V = nRT$$

4. **वान्ट हॉफ आवोगाद्रो नियम – माना की दो विलयन में से प्रथम विलयन** में n_1 *मोल* V_1 *लिटर में ताप* T_1 *पर घुले हुए हैं* जिनका परासरण दाब π_1 है।

   $\pi_1 V_1 = n_1 S T_1$ द्वितीय विलयन के लिए $\pi_2 V_2 = n_2 S T_2$

   यदि दोनों विलयन समपरासारी हो तो, समीकरणों की तुलना करने पर

   $$n_1 = n_2$$

इस प्रकार समान ताप व समान परासरण दाब पर विलयनों के **लिए** समान आयतन में विलेय के अणुओं का संख्या समान होती है। यह गैसों के आवोग्रादो नियम के **अनुसार** है।

''समान ताप पर विलयनों के समान आयतन में विलेय के बराबर मोल घोलने पर विभिन्न समान परासरण दाब **दिखाते हैं**।'' अर्थात् समपरासारी विलयनों **के लिए** मोलर सान्द्रताएँ समान होती है।

परासरण दाब के नियमों की सीमाएँ – निम्नलिखित दशाओं में परासरण दाब के नियम सही नहीं होते जब –

(1) विलेय विद्युत–अपघट्य होता है।
(2) विलेय की विलयन में सान्द्रता अधिक होती है।
(3) विलेय वाष्पशील होता है।
(4) विलेय का विलयन में वियोजन या संगुणन होता है।

वाष्प दाब अवनमन – किसी द्रव का वाष्प दाब द्रव के तल पर साम्यावस्था में उसकी वाष्प द्वारा **डाला गया** दाब होता है। यदि कोई अवाष्पशील तथा विद्युत अनअपघट्य पदार्थ किसी द्रव (विलायक) में **घोलते हैं** तो समान ताप और दाब पर इस **विलायक का** वाष्प दाब **एवं विलयन के** वाष्प **दाब में अंतर** शुद्ध विलायक के वाष्प दाब का अवनमन कहलाती है। **माना** कि शुद्ध द्रव (विलायक) का वाष्प दाब P तथा विलयन का वाष्प दाब P_S है तो इनमें वाष्प दाब का अवनमन P- P_S होगा । **इसी प्रकार आपेक्षिक अवनमन**

$$\frac{P-P_S}{P}=\frac{n}{n+N}$$

तनु विलयन के लिए

$$\frac{P-P_S}{P}=\frac{n}{N}$$
$$\frac{P-P_S}{P}=\frac{wM}{Wm}$$

विलेय द्वारा शुद्ध विलायक के वाष्प दाब अवनमन (वाष्प दाब में कमी) तथा विलायक के वाष्प दाब के अनुपात को वाष्प दाब का आपेक्षिक अवनमन कहते हैं। अर्थात् वाष्प दाब का आपेक्षिक अवनमन $P-P_s/P$ होगा।

राऊल का नियम – एक अवाष्पशील विलेय को विलायक में घोलने पर विलायक के वाष्प दाब का आपेक्षिक अवनमन विलेय की मोल भिन्न के बराबर होता **हैं** $\frac{P-P_S}{P}=\frac{n}{n+N}$

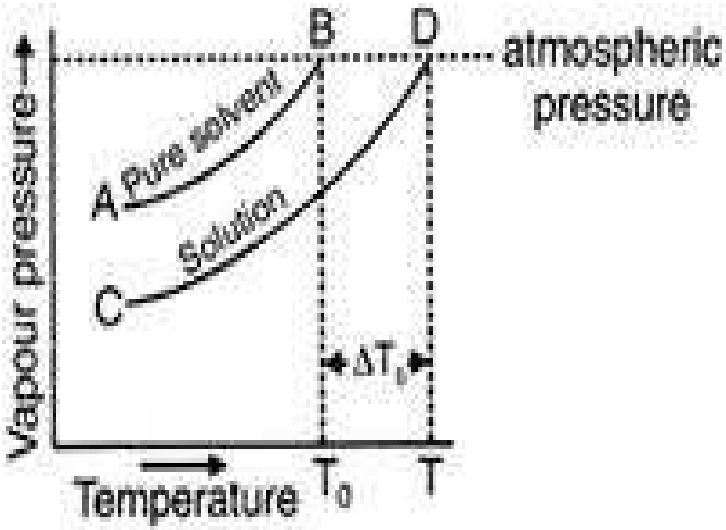
वाष्प दाब अवनमन द्वारा अणु भार ज्ञात करना – वाष्प दाब अवनमन या राऊल के नियम की सहायता से अवाष्पशील पदार्थों का अणुभार ज्ञात किया जा सकता है। यदि किसी प्रयोग में मान लीजिए विलेय तथा विलायक के भार क्रमशः w, W तथा अणुभार m, M हो तो,

$$\frac{P-P_S}{P}=\frac{n}{N}$$
$$\frac{P-P_S}{P}=\frac{wM}{Wm}$$

इस प्रकार वाष्प दाब में आपेक्षिक अवनमन ज्ञात होने पर अणु भार ज्ञात किया जा सकता है

क्वथनांक उन्नयन (क्वथनांकमिती) – किसी द्रव **के** क्वथनांक **को निम्न प्रकार से परिभाषित किया जा सकता है : यह** वह ताप **होता** है जिस पर द्रव का वाष्प दाब अपने चारों ओर के वायुमण्डली दाब (अर्थात् एक वायुमण्डल) के बराबर हो जाता है।

इस ताप पर द्रव उबलने लगता है। जल का 100 से. पर वाष्पदाब एक वायुमण्डल होता है। अतः जल 100 से. है। जब किसी अवाष्पशील विलेय को विलायक में घोल लिया जाये तो विलयन का वाष्पदाब शुद्ध विलायक (जल) के वाष्पदाब से हमेशा कम **हो जाता है**। अर्थात् विलेय की उपस्थिति **के कारण** वाष्पदाब **कम हो जाता है**। अतः विलेयन 100 से. पर नहीं उबलेगा। विलयन को उबालने के लिए, उसके वाष्पदाब **इतना बढ़ाना पडेगा** कि वह वायुमण्डलीय दाब के बराबर हो जाए **इसके लिए** विलयन की **और** अधिक गर्म करना पड़ेगा।



$$\Delta T_b = kP\frac{wM}{Wm}$$

उपर्युक्त समीकरण में क्वथनांक में उन्नयन , विलायक का वाष्प दाब , विलायक का अनुभार एवं विलीय और विलायक के भार ग्राम में हैं

$$K = kP$$

जहाँ उन्नयन स्थिरांक कहलाता है अत : किसी विलायक **के लिए** उन्नयन स्थिरांक या क्वथनांक स्थिरांक **को निम्न प्रकार से परिभाषित किया जा सकता है :** किसी अवाष्पशील विलेय के एक ग्रम अणु (एक मोल) को एक ग्राम विलायक में **घोलने पर** विलायक के क्वथनांक में उत्पन्न उन्नयन के बराबर होता है।

प्रायोगिक परिस्थितियों में हम जानते हैं की

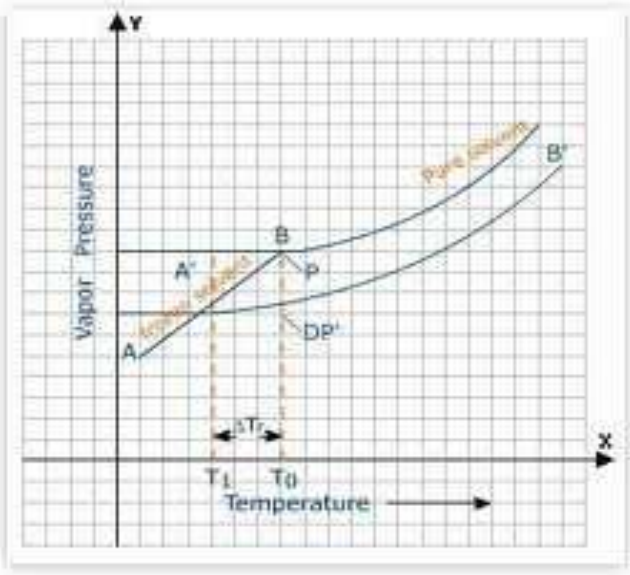
$\frac{w}{m}=1$ **ग्राम रखने पर एवं** $W=1000$ **ग्राम रखने पर**

$$\Delta T_b = \frac{K}{1000} = K_b \quad \text{और} \quad K = 1000 K_b$$

जहाँ मोलल उन्नयन स्थिरांक कहलाता है

$$\Delta T_b = \frac{1000 K_b w}{mW} \quad \text{अर्थात} \quad \Delta T_b = K_b \times molality$$

हिमांक अवनमन (हिमांकमिती) – वह ताप जिस पर पदार्थ की ठोस तथा द्रव दोनों प्रावस्थाओं का वाष्पदाब समान **हो जाता है** । अर्थात् इस ताप पर पदार्थ जम कर ठोस **में परिवर्तित हो जायेगा** । जब किसी अवाष्पशील पदार्थ को किसी विलायक में घोल दिया जाये तो विलयन का वाष्पदाब **का मान** शुद्ध विलायक के वाष्पदाब से कम **हो जाता है** अर्थात् विलेय **के कारण** वाष्पदाब **कम हो जाता है** है। हिमांक में यह अन्तर हिमांक का अवनमन कहलाता है।



$$\Delta T_f = kP \frac{wM}{Wm}$$

$$K = kP$$

प्रायोगिक परिस्थितियों में हम जानते हैं की

$\frac{w}{m}=1$ ग्राम रखने पर एवं $W=1000$ ग्राम रखने पर

$\Delta T_f = \frac{K}{1000} = K_f$ **और** $K = 1000K_f$

जहाँ K_f मोलल अवनमन स्थिरांक कहलाता है

$\Delta T_f = \frac{1000K_f w}{mW}$ **अर्थात** $\Delta T_f = K_f \times molality$

किसी विलायक का अवनमन स्थिरांक या हिमांक बिन्दु स्थिरांक: किसी अवाष्पशील विलेय के एक ग्राम अणु को एक ग्राम विलायक में **घोलने** पर विलायक के हिमांक में उत्पन्न अवनमन के बराबर होता है।

अणुसंख्या गुणों के अपसामान्य मान – परासरण दाब, वाष्प दाब अवनमन क्वथनांक का उन्नयन और हिमांक का अवनमन आदि सभी अणुसंख्य गुणधर्म है जो किसी विलयन में अणुओं (कणों) की संख्या पर निर्भर रहते हैं। यदि कोई विलेय पदार्थ विद्युत अनअपघट्य है तो इसके विलेय करने पर अणुओं की संख्या में कोई अन्तर नहीं **आएगा** । अतः अणुसंख्य गुणों के **ये** मान सैद्धान्तिक मान कहलाते हैं। यदि विलेय पदार्थ विद्युत अपघट्य है तो विलेय करने पर **वियोजन अथवा** संगुणित **हो सकता है अर्थात** एक अणु के रूप में **विधमान** नहीं रहता है। यह छोटे कणों में वियोजित हो जाता है और विलेय कणों की कुल संख्या, विलयन में सामान्य से **ज्यादा** हो जाती है। इसी प्रकार दो अथवा दो से अधिक अणु संगुणित होकर एक बड़ा अणु **का निर्माण कर लें** तो भी विलेय की कुल संख्या विलेयन में परिवर्तित हो जाएगी **जिसके कारण** अणुसंख्य गुणों के प्रेक्षित मान सैद्धान्तिक मानों से बिल्कुल भिन्न हो जाएंगे। इन मानों को प्रायः अपसामान्य मान **कहा जाता है**।

वान्ट हॉफ गुणांक – विद्युत अपघटयों के अणुसंख्य गुणों के अपसामान्य व्यवहार का कारण **बताने के लिए** वान्ट हॉफ ने तनु विलयनों के लिए वान्ट हॉफ समीकरण में एक गुणांक **का प्रयोग** किया जो वान्ट हॉफ गुणांक कहलाता है। इसे i द्वारा प्रदर्शित करते हैं, जो इस प्रकार है।

$$\pi_o V = inRT$$

जहाँ π_o **प्रायोगिक परासरण दाब एवं** R **गैस स्थिरांक एवं** T **परम ताप है ,** V **आयतन है**

विलेय के अणुओं का वियोजन तथा वियोजन की मात्रा की गणना करना– लवण अम्ल, क्षार तथा अन्य विद्युत अपघट्य विलयन मं आयनित हो जाते हैं। इस प्रकार एक सामान्य अणु दो या दो से अधिक आयन देता है ओर विलेय कणों की संख्या सामान्य संख्या से बढ़ जाती है। अतः विलयन में वियोजित होने वाले पदार्थों के **प्रायोगिक** अणु भार उनके सैद्धान्तिक अणु भारों से कम होते हैं।

इसे निम्न प्रकार से समझा जा सकता है

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

$1 \qquad 0 \qquad 0$

$1-\alpha \qquad \alpha \qquad \alpha$

अत: वियोजन के बाद कणों **की संख्या**

$= 1-\alpha + \alpha + \alpha = 1+\alpha$

वियोजन प्रारंभ होने से पहले कणों **की संख्या** = 1

$$i = \frac{\text{विलेय के अवयवी आयनों का प्रयोगिक मान}}{\text{विलेय के अवयवी आयनों का सैद्धान्तिक मान}}$$

$$i = \frac{1+\alpha}{1}$$

विलेय के अणुओं का संगुणन तथा संगुणन की मात्रा की गणना करना – **कई कार्बनिक अभिक्रियाओं में संगुनन देखने को मिलता है उदा. के लिए** जैसे ऐसीटिक अम्ल का जल में, बेन्जोइक अम्ल का बेन्जीन में, फीनोल का

बेन्जीन में आदि। ऐसी **अवस्था** में विलेय कणों की संख्या सामान्य संख्या से कम हो जाती है **एवं** विलयन में संगुणित होने वाले पदार्थों के **प्रायोगिक** अणुभार उनके सामान्य अणु भारों से अधिक **प्राप्त** होते हैं।

$$nA \rightleftharpoons A_n$$

$$1 \qquad 0$$

$$1-\alpha \qquad \frac{\alpha}{n}$$

$$i = \frac{\text{विलेय के अवयवी आयनों का प्रयोगिक मान}}{\text{विलेय के अवयवी आयनों का सैद्धान्तिक मान}}$$

$$i = \frac{1-\alpha}{\frac{\alpha}{n}}$$

बहुचयनात्मक प्रश्न

1. D_2O के लिये कौन सा **विकल्प** सही नहीं है

(i) क्वथनांक H_2O से ज्यादा होता है (ii) D_2O, H_2O की अपेक्षा धीरे क्रिया करता है

(iii) 25^0C पर श्यानता H_2O से ज्यादा होती है (iv) इसमें NaCl की विलेयता H_2O से ज्यादा होती है

2. **सोडियम क्लोराइड** की विलेयता ताप बढ़ाने पर कम प्रभावित होती है, क्योंकि

(i) इसकी विलेयता उच्च होती है (ii) यह एक आयनिक यौगिक है

(iii) इसकी जालक ऊर्जा इसकी जलयोजन ऊर्जा के बराबर होती है

(iv) जालक ऊर्जा का कोई महत्व नहीं है

3. एक अतिसंतृप्त विलयन, एक मेटास्थायी विलयन है जिसकी विलेय पदार्थ की सांद्रता **के**

(i) जल में उस पदार्थ की विलेयता के बराबर होती है (ii) अत्यधिक विलेयता होती है

(iii विलेयता से कम होती है(iv) निरंतर परिवर्तित होती है

4. सोडियम सल्फेट, जल में ऊष्मा के निष्कासन के साथ घुलता है। सोडियम सल्फेट के संतृप्त विलयन पर विचार कीजिये। यदि तापमान बढ़ाया जाये तो लाशातेलिये के सिद्धान्त के अनुसार

(i) अधिक ठोस, विलेय होगा (ii) कुछ ठोस, विलयन से अवक्षेपित हो जायेगा

(iii) विलयन, अतिसंतृप्त हो जायेगा (iv) विलयन की सांद्रता अपरिवर्तित रहेगी

5. 4% NaOH विलयन की मोलरता **का मान** है

(i) 0.1 M (ii) 0.5 M (iii) 0.01 M (iv) 1.0 M

6. यूरिया का अणुभार 60 है। **एक** विलयन जिसमें 6 ग्राम यूरिया 1 लीटर में **घुला** है ,होगा

(i) 1 मोलर (ii) 1.5 मोलर (iii) 0.1 मोलर (iv) 0.01 मोलर

7. यदि 5.85 **ग्राम सोडियम क्लोराइड** को जल में घोलकर उसका आयतन 0.5 लीटर कर दिया जाये, तब विलयन की मोलरता **का मान होगा**

(i) 0.1 (ii) 0.2 (iii) 1 (iv) 0.4

8. 2 लीटर के 0.5M NaoH में उपस्थित मोलों की संख्या है

(a) 0.5 (b) 0.1 (c) 1 (d) 2

9. 10.6 ग्राम 500 मि.ली **विलयन में घुला हुआ है तो इस सोडियम कार्बोनेट** विलयन की मोलरता होगी

(a) 0.2 M (b) 2 M (c) 20 M (d) 0.02 M

10. 2 लिटर विलयन में 9.8 ग्राम **सल्फ्यूरिक अम्ल** उपस्थित है। इस विलयन की मोलरता होगी

(a) 0.1 M (b) 0.05 M (c) 0.2 M (d) 0.01 M

11. मोलरता को व्यक्त करते हैं

(a) ग्राम/लिटर (b) लिटर/मोल (c) मोल/लिटर (d) मोल/1000 ग्राम

12. एक मोलर विलयन रखता है

(i) विलेय का 1000 ग्राम (ii) विलायक का 1000 ग्राम (iii) विलायक का एक लीटर (iv) विलयन का एक लीटर

13. 171 ग्राम गन्ने की शर्करा को 1 लीटर जल में विलेय **किया गया। तब** विलयन की मोलरता **होगी**

(i) 2.0 M (ii) 1.0 M (iii) 0.5 M (iv) 0.25 M

14. निम्न में से कौन ताप बढ़ाने **से प्रभावित होगा**

(i) जल में उपस्थित विलेय का प्रभाज (ii) विलेय का भार प्रभाज

(iii) मोललता (iv) मोल प्रभाज

15. 0.006 मोल NaCl की 100 मिली विलयन में मोलरता **का मान होगा**ै

(i) 0.6 (ii) 0.06 (iii) 0.006 (iv) 6

16. जब सांद्रता को प्रतिलीटर विलयन में उपस्थित मोलों की संख्या में व्यक्त करते हैं, तो उसे **कहते हैं**

(i) नॉर्मलता (ii) मोलरता (iii) मोल प्रभाज (iv) द्रव्यमान प्रतिशत (v) मोललता

17. जब 0.5 मोल विलेय घोला जाता है **तब** 2.0 मोलर विलयन प्राप्त होता है,

(i) 250 ग्राम विलायक में (ii) 1000 ग्राम विलायक में

(iii) 250 ग्राम विलयन में (iv) इनमे से कोई नहीं