Date ______
Page ______

पाठ-2. विलयन Notes by anu sir

***. विलयन :—**
दो या दो से अधिक आपस में क्रिया नहीं करने वाले पदार्थों का समांग मिश्रण जिनका संघटन सीमान्तगत परिवर्तनशील होता है, विलयन कहलाता है।

पदार्थ जो विलयन बनाते है, इसके घटक कहलाते है। दो घटकों युक्त विलयन द्विअंगी विलयन कहलाता है। तीन तथा चार घटकों युक्त विलयन क्रमशः त्रिअंगी तथा चतुर्अंगी विलयन कहलाते हैं।

विलयन के दो घटक होते है :—

1. विलायक (Solvent)
2. विलेय (Solute)

[विलेय + विलायक = विलयन]

1. विलायक : विलयन का वैसा घटक
(a) जिसकी भौतिक अवस्था परिणामी विलयन के समान होती है।

(b) जो विलयन में अधिक मात्रा में उपस्थित रहता है, विलायक कहलाता है।

2. विलेय :— द्विअंगी विलयन का वैसा घटक जो कम मात्रा में उपस्थित रहता है, विलेय कहलाता है।

Vidyakul नोट्स

* विलयनों के प्रकार :—

विलायक तथा विलेय की प्रकृति के आधार पर विलयन को अग्रलिखित वर्गों में विभाजित कर सकते है।—

विलयनों के प्रकार	विलायक	विलेय	उदाहरण
गैसीय विलयन	गैस	गैस	O_2 तथा N_2 गैस का मिश्रण
	गैस	द्रव	हवा में जलवाष्प, अमोनियाकृत जल, सोडा वाटर
	गैस	ठोस	ठोस में गैस उर्ध्वपातन (हवा में कपूर), धुआँ
द्रव विलयन	द्रव	गैस	जल में घुली O_2 गैस
	द्रव	द्रव	जल में C_2H_5OH
	द्रव	ठोस	जल में घुला ग्लूकोज
ठोस विलयन	ठोस	गैस	पैलेडियम पर हाइड्रोजन का अवशोषण
	ठोस	द्रव	सोना में पारा, क्रिस्टलन जल
	ठोस	ठोस	तांबे में जिंक (पीतल) या अन्य मिश्रधातु

* विलयनों की सान्द्रता को व्यक्त करना :—

विलयनों की सान्द्रता को निम्नलिखित प्रकार से व्यक्त कर सकते है :—

1. द्रव्यमान प्रतिशत :—

प्रति 100 ग्राम विलयन में उपस्थित विलेय की ग्राम में भार को द्रव्यमान प्रतिशत कहते है।

अतः द्रव्यमान - प्रतिशत = $\frac{\text{विलेय का भार (ग्राम में)}}{\text{विलयन का भार (ग्राम में)}} \times 100$

$= \frac{\text{विलेय का भार}}{\text{विलेय का भार + विलायक का भार}} \times 100$

2. आयतन प्रतिशत :-
"विलयन के 100 भाग में विलेय का आयतानुसार उपस्थित भाग को आयतन प्रतिशत (v/v) कहते है।"

आयतन प्रतिशत = $\frac{\text{विलेय का आयतन}}{\text{विलयन का सम्पूर्ण आयतन}} \times 100$

3. द्रव्यमान - आयतन प्रतिशत :-
"विलयन के 100 ml में उपस्थित विलेय का द्रव्यमान विलयन का द्रव्यमान - आयतन प्रतिशत कहलाता है।

द्रव्यमान - आयतन प्रतिशत = $\frac{\text{विलेय की मात्रा}}{\text{विलयन का आयतन}} \times 100$

4. पार्ट्स प्रति मिलियन :-
"जब विलयन में विलेय की अत्यंत अल्प मात्रा में उपस्थित रहता है, तो यह अत्याधिक तनु होता है, एवं इसकी सान्द्रता को पार्ट प्रति मिलियन (ppm) में व्यक्त करते है।

("विलयन के 10^6 भाग में उपस्थित विलेय के ग्राम में भार को विलयन की ppm में सान्द्रता कहते है।")

$$\text{ppm में सान्द्रता} = \frac{\text{विलेय का ग्राम में भार}}{\text{विलयन का आयतन}} \times 10^6$$

ppm को μg/mL या mg/L भी कह सकते है।

5. मौल – अंश या मोल प्रभाज :–
"किसी विलयन में उपस्थित किसी अवयव का मोल प्रभाज उसके मोलों की संख्या तथा सभी अवयवों के कुल मोलों की संख्या का अनुपात है"

इसे x से सूचित करते है, मान लिया कि किसी विलयन में दो अवयव A तथा B है, एवं A का w_1 ग्राम तथा B का w_2 ग्राम इसमें उपस्थित है।

∴ A के मोलों की संख्या, $n_A = \frac{w_A}{m_A}$

तथा B के मोलों की संख्या, $n_B = \frac{w_B}{m_B}$

जहाँ m_A एवं m_B क्रमशः A तथा B के आण्विक द्रव्यमान है।

अतः A का मोल प्रभाज, $x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$

B का मोल प्रभाज, $x_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$

विलयन में उपस्थित सभी घटकों के मोल प्रभाज का योगफल एक के बराबर होता है।

$$x_A + x_B = \frac{n_A}{n_A + n_B} + \frac{n_B}{n_A + n_B} = 1$$

6. मोलरता :—

"विलयन के 1 लीटर आयतन में उपस्थित विलेय के मोलों की संख्या को उस विलयन की मोलरता कहते हैं।" इसे M से सूचित करते है।

* मोलरता $(m) = \frac{y}{w \times x}$

$$= \frac{\text{विलेय का ग्राम में द्रव्यमान}}{\text{विलेय का ग्राम मोलर द्रव्यमान} \times \text{विलयन का ली० में आयतन}}$$

* मोलरता $(m) = \frac{y}{w} \times \frac{1}{x} = \frac{\text{विलेय का ग्राम में मोल}}{\text{विलयन का लीटर में आयतन}}$

= ग्राम मोल / लीटर

* मोलरता $(m) = \frac{y}{x} \times \frac{1}{w} = \frac{\text{ग्राम / लीटर}}{GMM}$

∴ ग्राम / लीटर = मोलरता × विलेय का आण्विक द्रव्यमान

वैसा विलयन जिसकी मोलरता एक होती है, मोलर विलयन कहलाती है।

वैसे विलयन के प्रति लीटर में विलेय का एक मोल उपस्थित रहता है, मोलरता की इकाई मोल लीटर$^{-1}$ होता है।

मोलरता विलयन के ताप के साथ परिवर्तित होता है, क्योंकि यह आयतन पर निर्भर होता है।

* विलयन की मोलरता :—

तनुता के पूर्व = तनुता के पश्चात

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

जहाँ M_1 = तनुता के पूर्व विलयन की मोलरता

V_1 = तनुता के पूर्व विलयन का आयतन

M_2 = तनुता के पश्चात विलयन की मोलरता

V_2 = तनुता के पश्चात विलयन का आयतन

* शुद्ध जल की मोलरता की गणना :—

(जल का घनत्व = $1\ g\ mL^{-1}$)

मान लिया की जल का आयतन = 1000 mL

∴ 1000 mL जल का द्रव्यमान = आयतन × घनत्व

$= 1000 \times 1 = 1000\ g$

जल के मोल $= \frac{1000}{18} = 55.5$

∴ शुद्ध जल की मोलरता = $\frac{\text{जल के मोल}}{\text{आयतन लीटर में}}$

$= \frac{55.5}{1} = 55.5\ M$

* सामान्यता :—
"विलयन के 1 लीटर में उपस्थित विलेय के ग्राम तुल्यांकों की संख्या को उसकी सामान्यता कहते हैं"
इसे N से सूचित करते है।

$$\text{सामान्यता } (N) = \frac{\text{विलेय का ग्राम में द्रव्यमान } (y)}{\text{विलेय का ग्राम समतुल्य भार } (GEW) \times \text{ विलयन का आयतन } (L)}$$

$$\text{सामान्यता } (N) = \frac{y}{E} \times \frac{1}{x(L)}$$

= ग्राम समतुल्य / लीटर

$$\text{सामान्यता} = \frac{y}{x} \times \frac{1}{E}$$

$$= \frac{g/L}{\text{समतुल्य भार}}$$

$$\therefore g/L = \text{सामान्यता } (N) \times \text{समतुल्य भार } (E)$$

* वैसा विलयन जिसकी सामान्यता एक होती है, सामान्य विलयन कहलाता है।

सामान्यता तथा मोलरता में संबंध :—

$$\text{सामान्यता} = \text{मोलरता} \times \frac{\text{मोलर द्रव्यमान}}{\text{समतुल्य द्रव्यमान}}$$

$$\text{मोलरता} = \text{सामान्यता} \times \frac{\text{समतुल्य द्रव्यमान}}{\text{मोलर द्रव्यमान}}$$

* मोललता : —

" 1000 ग्राम या 1 किलोग्राम विलायक में उपस्थित विलेय के मोलों की संख्या को उसकी मोललता कहते है। इसे m से सूचित करते है।

अतः 1000 g विलायक में $\frac{y \times 1000}{W \times x}$ ग्राम मोल में विलेय उपस्थित है।

* मोललता (m) = $\frac{\text{विलेय का द्रव्यमान (g)} \times 1000}{\text{विलेय का GMM} \times \text{विलायक का भार (g)}}$

* विलायक के प्रति 1000 g में विलेय का 1 मोल उपस्थित रहता है, तो इसकी मोललता 1 होती है एवं इसे मोलल विलयन कहते है।

* मोललता की इकाई मोल प्रति किलोग्राम ($mol\ kg^{-1}$) होता है।

* विलयन की मोललता ताप के साथ परिवर्तित नही होता है।

* विलेयता : —

" दिये गये ताप पर 100 g विलायक में संतृप्त विलयन बनाने के लिए विलेय की आवश्यक मात्रा विलेयता कहलाती है।

किसी ठोस में द्रव विलेयता को प्रभावित करने वाले कारक : —

द्रव विलायक में ठोस विलेय की विलेयता निम्नलिखित कारकों पर निर्भर करता है।

1. विलेय तथा विलायक की प्रकृति :—
इसके लिए सर्वोत्तम नियम है कि "समान-समान को घोलता है" इसका अर्थ है कि ध्रुवीय विलायक ध्रुवीय ठोस (जैसे आयनिक यौगिक जल में विलेय होते हैं) तथा अध्रुवीय विलायक अध्रुवीय विलेय को घोलता है। इसी कारण सोडियम क्लोराइड (आयनिक) जल (ध्रुवीय घोलक) में घुलनशील है। जबकि किरोसिन तेल में अघुलनशील है।

2. ताप :—
ठोसों का द्रव में विलेयता पर ताप का महत्वपूर्ण प्रभाव पड़ता है। जब विलयन के निर्माण में गतिक साम्य स्थापित होता है।

विलेय + विलायक $\rightleftharpoons$ विलयन

⇒ सामान्यतः यदि विलयन लगभग हो और घुलने की प्रक्रिया ऊष्माशोषी ($\Delta_{sol} H > 0$) हो, तो ताप बढ़ाने पर विलेयता बढ़ती है।

⇒ यदि घुलन की प्रक्रिया ऊष्माक्षेपी ($\Delta_{sol} H < 0$) हो, तो ताप बढ़ाने पर विलेयता घटती है।
यह प्रायोगिक दृष्टिकोण से भी सत्य पाया गया है।

ऊष्माक्षेपी प्रक्रिया :—

* ताप बढ़ाने पर विलेयता घटती है।
जैसे :— Na_2SO_4 (निर्जल), CaO, $CaSO_4$ आदि।

ऊष्माशोषी प्रक्रिया :

* ताप बढ़ाने पर विलेयता बढ़ती है,
जैसे :— NH_4Cl, $NaNO_3$, KNO_3 आदि।

* दाब का प्रभाव :—
ठोसों के द्रव में विलेयता पर दाब का कोई सार्थक प्रभाव देखने को नहीं मिलता है। इसका कारण यह है कि ठोस तथा द्रव दोनों असंपीड्य होते हैं, एव विलेयता पर दाब का प्रभाव नहीं पड़ता है।

गैस की विलेयता को प्रभावित करने वाले कारक :—

1. गैस तथा विलायक की प्रकृति :—
आसानी से द्रवीभूत होने वाली गैसें जल में अधिक घुलनशील होते हैं। ध्रुवीय गैसें जल में अधिक विलेय होते हैं जबकि अध्रुवीय विलायकों जैसे :— बेंजीन आदि में ~~कम~~ कम विलेय होते हैं।

2. ताप का प्रभाव :— घुलने की प्रक्रिया में गैसों के आयतन मे संकुचन होता है, तथा ऊर्जा उत्सर्जित होती है। अतः ताप बढ़ान पर गैसों की विलेयता घटती है।

3. दाब का प्रभाव :—

किसी विशिष्ट द्रव में किसी गैस की विलेयता दाब बढ़ाने पर बढ़ती है।

हेनरी नियम :—

"स्थिर ताप पर किसी दिये गये द्रव में किसी गैस की विलेयता आरोपित दाब के समानुपाती होती है।"

$[S] \propto P$

या, $[S] = K_H P$

जहाँ, $[S]$ = गैस की विलेयता

K_H = हेनरी नियतांक

P = गैस का आँशिक दाब

यदि गैस की विलेयता को इसके मोल प्रभाज के रूप में प्रदर्शित किया जाता है तब "किसी विलयन में गैस का आँशिक दाब विलयन में गैस के मोल प्रभाज के समानुपाती होता है।

अतः $P \propto x$

जहाँ, P = गैस का आँशिक दाब

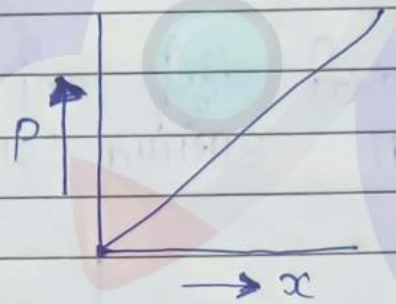
x = गैस का मोल प्रभाज

$\therefore P = K_H x$

जहाँ, K_H हेनरी नियतांक है।

$$K_H = \frac{P}{x} = \frac{\text{गैस का आँशिक दाब}}{\text{गैस का मोल प्रभाज}}$$

विलयन में गैस के आंशिक दाब तथा मोल प्रभाज के बीच ग्राफ खींचने पर निम्नलिखित रेखा प्राप्त होती है। जो मूल बिन्दु से गुजरती है।



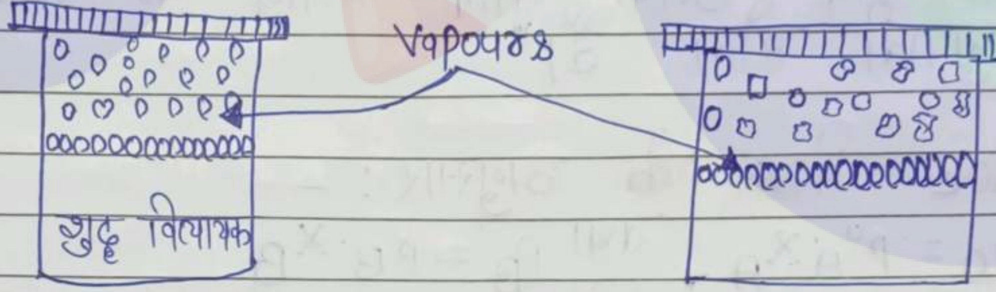
*** हेनरी नियम का अनुप्रयोग :**

1. सॉफ्ट ड्रिंक तथा सोडा वाटर में CO_2 की विलेयता बढ़ाने के लिए बोतल को उच्च दाब पर पैक किया जाता है। एवं बोतल को खोलने पर विलयन के ऊपर CO_2 का आंशिक दाब कम हो जाता है। और गैस विलयन से बुलबुले के रूप में निकलने लगते है।

2. अत्याधिक ऊँचाई पर सतही स्थानों की अपेक्षा ऑक्सीजन (O_2) का आंशिक दाब कम होता है फलतः इन स्थानों पर रहने वाले लोगों एवं आरोहकों के रक्त एवं ऊतकों में O_2 की सान्द्रता निम्न होने लगती है। जिस कारण आरोहक कमजोरी एवं स्पष्ट रूप से सोचने में भी कठिनाई महसूस करने लगते है। इन लक्षणों को एनॉक्सिया के नाम से जाने जाते है।

* द्रव विलयनों का आंशिक दाब :-

"वह प्रक्रिया जिसके द्वारा द्रव के अणु वाष्प अवस्था प्राप्त कर लेते हैं, वाष्पन कहलाती है, तथा इसकी विपरीत क्रिया जिसमें वाष्प अवस्था द्रव अवस्था में बदल जाती है। संघनन कहलाती है।



"निश्चित ताप पर वाष्प एवं द्रव के बीच साम्यावस्था में वाष्प द्वारा आरोपित दाब वाष्प दाब कहलाता है।

*द्रव के वाष्प दाब को प्रभावित करने वाले कारक

1. द्रव की प्रकृति :— निर्बल अन्तराण्विक बलों वाले द्रव उड़नशील होते हैं तथा उनका वाष्प दाब अधिक होता है।

2. ताप :— ताप वृद्धि से द्रव का वाष्प-दाब बढ़ता है, क्योंकि अधिक ताप से अणुओं की गतिज ऊर्जा बढ़ती है एवं अणु अधिक संख्या में वाष्पित होते हैं। अतः द्रव का वाष्प-दाब बढ़ जाता है।

* राउल्ट का नियम : —

फ्रेंच रसायनज्ञ रॉउल्ट ने 1886 में विलयन के घटकों के वाष्प दाब एवं मोल प्रभाज के बीच सम्बन्ध स्थापित किया, जिसे राउल्ट नियम कहते है। इसके अनुसार, "स्थिर ताप पर वाष्पशील द्रवों के विलयन में प्रत्येक अवयव का आँशिक वाष्प दाब उसके मोल प्रभाज के सीधा समानुपाती होता है।"

रॉउल्ट नियम के अनुसार : —

$P_A = P^0_A \cdot X_A$ तथा $P_B = P^0_B \cdot X_B$

डाल्टन के आँशिक दाब नियम के अनुसार,

$P_{कुल} = P_A + P_B$

P_A एवं P_B का मान रखने पर,

$P_{कुल} = P^0_A \cdot X_A + P^0_B \cdot X_B$

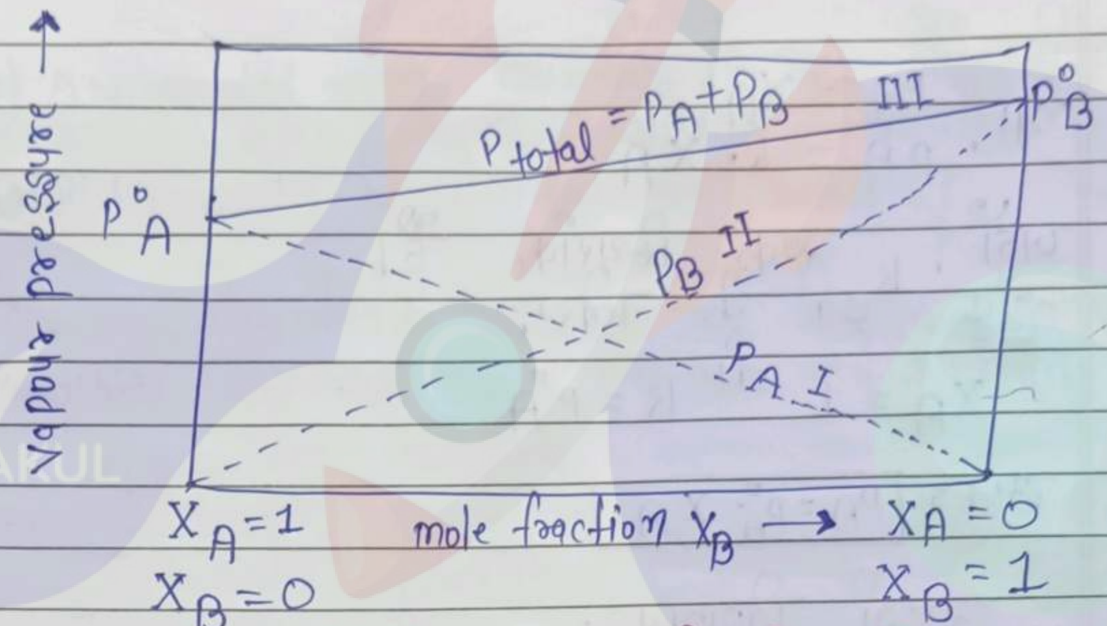
$= P^0_A (1 - X_B) + P^0_B \cdot X_B \quad (\because X_A + X_B = 1)$

$= P^0_A - P^0_A \cdot X_B + P^0_B \cdot X_B$

$P_{कुल} = P^0_A + (P^0_B - P^0_A) X_B$

इसी प्रकार, $X_B = 1 - X_A$ रखने पर,

$P_{कुल} = P^0_B + (P^0_A - P^0_B) X_A$



* उड़नशील कैसों का द्रवों में विलयन एवं उनके वाष्प दाब :—

इस संदर्भ में रॉउल्ट ने एक नियम प्रतिपादित किया है, जिसके अनुसार "अउड़नशील विलेययुक्त किसी विलयन का वाष्पं दाब विलायक के मोल प्रभाज के समानुपाती होता है।"

यदि किसी विलयन में दो घटक A (उड़नशील विलायक) तथा B (अउड़नशील विलेय) है तो विलयन का मोल प्रभाज है।

विलयन में विलायक का वाष्प - दाब $\propto$ विलायक का मोल प्रभाज.

यदि उडनशील विलेय युक्त विलयन में विलायक का वाष्प दाब P_A है तथा इसका मोल प्रभाज X_A है, तो रॉउल्ट नियम के अनुसार,

या, $P_A \propto X_A$
$P_A = k \cdot X_A$

जहाँ, k एक स्थिरांक है।
शुद्ध द्रव के लिए,

$X_A = 1$ तो $k = P^o_A$

अतः $\boxed{P_A = P^o_A \cdot X_A}$

* **आदर्श विलयन :** ऐसा विलयन जो सान्द्रता तथा ताप के सम्पूर्ण रेंज में राउल्ट नियम का पालन करता है तथा जिसके निर्माण में ऐंथल्पी एवं आयतन में कोई परिवर्तन नहीं होता है, आदर्श विलयन कहलाता है।

अतः आदर्श विलयन के लिए शर्तें हैं:

1.) यह राउल्ट नियम के ~~अनुसार~~ पालन करता है, अर्थात $P_A = P^o_A \cdot X_A$ तथा $P_B = P^o_A \cdot X_B$

2.) $\Delta H_{mixing} = 0$, चूँकि दोनों घटकों के मध्य आकर्षण बलों के परिणाम में कोई परिवर्तन नहीं होता है। इस कारण ΔV_{mixing} का मान्य शून्य होता है।

3.) ΔV mixing = 0, आदर्श विलयन में विलयन का आयतन घटकों के आयतन का योगफल होगा।

जैसे: — निम्नलिखित घटकों के विलयन लगभग आदर्श विलयन का आचरण प्रदर्शित करते है।

(a) n-हेप्टेन तथा n-हेक्सेन
(b) क्लोरोबेंजीन तथा ब्रोमोबेंजीन
(c) बेंजीन तथा टॉल्वीन
(d) एथिल ब्रोमाइड तथा एथिल आयोडाइड
(e) CCl_4 तथा $SiCl_4$

*. अनादर्श विलयन: — "वैसा विलयन जो राउल्ट नियम का पालन नहीं करता है तथा जिसके निर्माण में एंथल्पी तथा आयतन में परिवर्तन होता है, अनादर्श विलयन कहलाता है।"

अतः अनादर्श विलयन की विशेषताएँ है

1.) राउल्ट नियम से विचलन प्रदर्शित करता है।
अर्थात $P_A \neq P^\circ_A \cdot X_A$ तथा $P_B \neq P^\circ_B \cdot X_B$

2.) ΔH mixing $\neq 0$
3.) ΔV mixing $\neq 0$

आदर्श विलयन को दो वर्गों में बाँटा गया है—
1.) धनात्मक विचलन दर्शाने वाला विलयन: —
2.) ऋणात्मक विचलन दर्शाने वाले विलयन: —

1. धनात्मक विचलन दर्शाने वाला विलयन: —
धनात्मक विचलन वाले अनादर्श विलयनों के लिए निम्नलिखित विशेषताएँ हैं: —

1. $P_A > P_A^\circ \cdot X_A$ तथा $P_B > P_B^\circ \cdot X_B$
2. $\Delta H_{mixing} = +ve$
3. $\Delta V_{mixing} = +ve$

जैसे: —

1. एसीटैल्डिहाइड तथा कार्बन डाइसल्फाइड
2. बेंजीन तथा एसीटोन
3. कार्बन टेट्राक्लोराइड तथा बेंजीन
4. जल तथा एथेनॉल
5. क्लोरोफार्म तथा एथेनॉल |

2. ऋणात्मक विचलन दर्शाने वाले विलयन: —
ऋणात्मक विचलन दर्शाने वाले विलयन के लिए निम्नलिखित विशेषताएँ हैं: —

1. $P_A < P_A^\circ \cdot X_A$ तथा $P_B < P_B^\circ \cdot X_B$
2. $\Delta H_{mixing} = -ve$
3. $\Delta V_{mixing} = -ve$

जैसे: —

a). एसीटिक अम्ल तथा पीरीडिन
b). क्लोरोफार्म तथा एसीटोन
c). जल तथा HCl

d. क्लोरोफार्म तथा बेंज़ीन
e. एसीटोन तथा एनीलीन ।

एज़ियोट्रोपिक मिश्रण :—

* "वैसा विलयन जो शुद्ध द्रव की तरह स्थिर ताप पर बिना संघटन में परिवर्तन किये आसवित होता है तथा घटकों का संघटन द्रव एवं वाष्प दोनों अवस्थाओं में समान होता है। ऐज़ियोट्रोपिक मिश्रण या नियत क्वथन मिश्रण कहलाता है।"

एज़ियोट्रोप दो प्रकार के होते हैं :—

1. न्यूनतम क्वथन एज़ियोट्रोप :—

इन मिश्रणों का निर्माण उन द्रव युग्मों द्वारा होता है, जो आदर्श व्यवहार से धनात्मक विचलन प्रदर्शित करते हैं।

इनमें विलयन का वाष्प दाब संबंधित आदर्श विलयन के वाष्प दाब से उच्च होता है तथा क्वथनांक निम्न होता है। इनमें वाष्प अवस्था तथा विलयन का संघटन समान होता है। इनके घटकों का पूर्णतः पृथक्करण संभव नहीं है।

जैसे :—

जल तथा एथेनॉल (एथेनॉल का द्रव्यमान = 95.57%)
क्लोरोफार्म तथा एथेनॉल (एथेनॉल का द्रव्यमान = 6.8%)
बेंज़ीन तथा एसीटिक अम्ल (एसीटिक अम्ल का द्रव्यमान = 2%)

2. अधिकतम क्वथन स्थिरक्वाथी :—
ऐसे मिश्रण उन द्रवों के द्वारा बनाये जाते है जो आदर्श व्यवहार से ऋणात्मक विचलन प्रदर्शित करते है।
इनमें विलयन का वाष्प दाब संबंधित आदर्श विलयन के वाष्प दाब से कम होते है तथा क्वथनांक उच्च होते है, इनमे वाष्प अवस्था तथा विलयन का संघटन समान होता है। इसके अवयवों का पूर्णतः पृथक्करण संभव नहीं होता है।
जैसे :—
जल तथा HCl (HCl का % द्रव्यमान = 20.3)
जल तथा HNO_3 (HNO_3 का % द्रव्यमान = 58.0)
जल तथा $HClO_4$ ($HClO_4$ का % द्रव्यमान = 71.6)

* अणुसंख्य गुणधर्म :—
"किसी विलयन के वे गुणधर्म जो विलयन के निश्चित आयतन में उपस्थित विलेय कणों की संख्या पर निर्भर करते है, परन्तु कणों की प्रकृति या उनके संघटन या उनकी रासायनिक संरचना पर निर्भर नहीं करते है, अणुसंख्य गुणधर्म कहलाते है।

विभिन्न अणुसंख्य के गुणधर्म निम्नलिखित है।
1. वाष्प दाब का अवनमन
2. क्वथनांक का उन्नयन
3. हिमांक का अवनमन
4. परासरणी दाब।

* वाष्प - दाब का अवनमन :—

जब विलायक में कोई अवाष्पशील विलेय घुलाया जाता है तो विलयन का वाष्प-दाब से कम हो जाता है, इसे वाष्प-दाब का अवनमन कहते हैं।

यदि p^0 शुद्ध विलायक का वाष्प - दाब तथा p विलयन का वाष्प - दाब है, तो वाष्प - दाब का अवनमन $= p^0 - p$

* वाष्प - दाब का आपेक्षिक अवनमन तथा रॉउल्ट का नियम :—

वाष्प - दाब में अवनमन तथा शुद्ध विलायक का वाष्प - दाब का अनुपात वाष्प दाब का आपेक्षिक अवनमन कहलाता है।

वाष्प - दाब का आपेक्षिक अवनमन $= \frac{p^0 - p}{p^0}$

विलयन का वाष्प - दाब विलायक के मोल प्रभाज के सीधा समानुपाती होगा।

$\therefore p \propto X_{विलायक}$

या, $p = p^0 X_{विलायक}$

या, $\frac{p}{p^0} = X_{विलायक}$

या, $\frac{p}{p^0} = 1 - X_{विलेय}$ $\quad (\because X_{विलेय} + X_{विलायक} = 1)$

या, $1 - \frac{p}{p^0} = X_{विलेय}$

Date ______
Page ______

या, $\frac{p^0 - p}{p^0} = x$ विलेय

$= \frac{\text{विलेय का मोल } (n_2)}{\text{विलेय का मोल } (n_2) + \text{विलायक का मोल } (n_1)}$

$= X_2$

या, $\frac{p^0 - p}{p^0} = \frac{n_2}{n_2 + n_1}$

$\frac{p^0 - p^0}{p^0}$ वाष्प दाब का आपेक्षिक अवनमन है।

" अवाष्पशील विलेय वाले विलयन के लिए किसी निश्चित ताप पर वाष्प दाब में आपेक्षिक अवनमन विलेय के मोल प्रभाज के बराबर होता है।

* वाष्प - दाब का आपेक्षिक अवनमन अणुसंख्य गुणधर्म है! —

चूँकि $\frac{p^0 - p}{p^0} = X_2 = \frac{n_2}{n_2 + n_1}$

* वाष्प - दाब में आपेक्षिक अवनमन द्वारा अवाष्पशील विलेय के अणुभार का निर्धारण: —

मान लिया कि विलेय का w_g विलायक के W_g में घुला है। विलेय का अणुभार m तथा विलायक का अणुभार M है।

p^0 = शुद्ध विलायक का वाष्प दाब
p = विलयन का वाष्प दाब
विलेय के मोलों की संख्या $(n) = \frac{w}{m}$
एवं विलायक के मोलों की संख्या $(N) = \frac{W}{M}$

चूँकि विलेय की मोल प्रभाज $= \frac{n}{n+N}$

राउल्ट नियमानुसार :—

$$\frac{p^0 - p}{p^0} = \frac{n}{n+N}, \quad \frac{p^0 - p}{p^0} = \frac{\frac{w}{m}}{\frac{w}{m} + \frac{W}{M}}$$

$\frac{w}{m}$ को $\frac{W}{M}$ की तुलना में नगण्य मान सकते है।

अतः $$\frac{p^0 - p}{p} = \frac{\frac{w}{m}}{\frac{W}{M}}$$

या, $$\frac{p^0 - p}{p^0} = \frac{w \times M}{m \times W}$$

$$m = \frac{w \times M}{W\left(\frac{p^0 - p}{p^0}\right)}$$

* क्वथनांक का उन्नयन :—
किसी द्रव का क्वथनांक वह ताप है जिस पर उस द्रव का वाष्प दाब वायुमंडलीय दाब के बराबर होता है।
यदि शुद्ध विलायक का क्वथनांक T तथा विलयन का क्वथनांक T हो तो क्वथनांक का उन्नयन $(\Delta T_b) = T - T_0$

* क्वथनांक उन्नयन के लिए रॉउल्ट का नियम :—

रॉउल्ट ने 1871 ई० में अपने आँकड़ों के आधार पर क्वथनांक के उन्नयन संबंधी नियमों का प्रतिपादन किया जिसे राउल्ट नियम कहते हैं। उसके अनुसार,,

प्रथम नियम :— किसी तनु विलयन के क्वथनांक का उन्नयन विलेय की मोलल सान्द्रता के समानुपाती होता है।

$\Delta T_b \propto m$

या, $\Delta T_b = k_b \cdot m$

जहाँ ΔT_b = क्वथनांक का उन्नयन

m = विलेय की मोलल सान्द्रण

k_b = मोलल क्वथनांक उन्नयन स्थिरांक

द्वितीय नियम :— विभिन्न विलेय के सममोलल द्रव्यमान को विलायक के समान आयतन में घुलाने पर क्वथनांक उन्नयन समान होता है।

* क्वथनांक के उन्नयन द्वारा विलेय के अणुभार का निर्धारण :—

मान लिया कि एक अवाष्पशील विलेय का को विलायक में घुलाया जाता है। wg विलेय Wg तथा विलायक का अणु भार क्रमशः m एवं M है।

विलेय के मोलों की संख्या $= \frac{w}{M}$

$\because$ W g विलायक में घुल्य के मोल $\frac{w}{m}$

$\therefore$ 1 g विलायक में घुल्य के मोल $\frac{w}{m \times W}$

अतः 1000 g विलायक में घुल्य के मोल $= \frac{w \times 1000}{m \times W}$

$\therefore$ मोललता (m) $= \frac{w \times 1000}{m \times W} = \frac{\text{विलेय के मोल} \times 1000}{\text{विलायक का द्रव्यमान}}$

राउल्ट नियम के अनुसार,

$\Delta T_b = K_b \cdot m$

या, $\Delta T_b = K_b \cdot \frac{w \times 1000}{m \times W}$

जहाँ K_b मोलल उन्नयन स्थिरांक है।

यदि $\frac{w}{m} = 1$ मोल तथा $W = 1000$ g

$\therefore \Delta T_b = K_b$

* हिमांक का अवनमन :

जब किसी द्रव को विलायक को ठंडा किया जाता है तो किसी विशेष ताप पर ठोस विलायक जमा होने लगता है एवं इस ताप ~~पर~~ को हिमांक कहते है।

"किसी द्रव का हिमांक वह ताप है जिस पर ठोस विलायक, द्रव विलायक के साथ साम्यावस्था में रहता है।"

मान लिया कि T_0 शुद्ध विलायक का हिमांक तथा T विलयन का हिमांक है, तो हिमांक

का अवनमन $(\Delta T_f) = T_0 - T$

* हिमाँक अवनमन के लिए राउल्ट के नियम :—

राउल्ट ने हिमाँक अवनमन संबंधित नियम का प्रतिपादन किया जिसके अनुसार,

प्रथम नियम : किसी विलायक में किसी अवाष्पशील विलेय को घोलने पर उसके हिमांक का अवनमन विलेय की मोलल सान्द्रता के समानुपाती होता है।

$\therefore \Delta T_f \propto m$

या, $\Delta T_f = k_f \cdot m$

जहाँ, k_f एक स्थिराँक है जिसे मोलल हिमाँक अवनमन स्थिराँक या मोलल क्रायोस्कोपिक स्थिराँक कहते है। k_f की इकाई $K\ kg\ mol^{-1}$ है।

द्वितीय नियम :— विलायक के समान आयतन में विभिन्न विलेय के सममोलल द्रव्यमान घुला रहने पर हिमांक अवनमन समान होता है।

अतः $\frac{N}{10}$ ग्लूकोस विलयन तथा $\frac{N}{10}$ यूरियां विलयन का हिमाँक अवनमन समान होगा।

Date
Page

* हिमांक अवनमन द्वारा अवाष्पशील विलेय के आण्विक द्रव्यमान का निर्धारण :—

माना लिया कि एक विलयन में W g विलायक में w g विलेय घुला है। यदि विलेय का मोलल द्रव्यमान m एवं विलायक का मोलर द्रव्यमान M है, तो

विलेय के मोलों की संख्या $= \frac{w}{m}$

चूँकि, W g विलायक में $\frac{w}{m}$ मोल विलेय घुला है।

1 g विलायक में $\frac{w}{m \times W}$ मोल विलेय घुला है।

अतः 1000 g विलायक में $\frac{w \times 1000}{m \times W}$ मोल विलेय घुला है

$\therefore$ मोललता $(m) = \frac{w \times 1000}{m \times W}$

राउल्ट नियम से,

$$\Delta T_f = k_f \cdot \frac{w \times 1000}{m \times W}$$

जहाँ, k_f = मोलल हिमांक अवनमन स्थिरांक या हिमांक स्थिरांक है।

जब, $\frac{w}{m} = 1$ मोल एवं $W = 1000$ g

तब, $\Delta T_f = k_f$

⟹ k_f का सैद्धान्तिक मान ऊष्मागतिकी से निकाला गया है, जो है,

$$k_f = \frac{RT^2}{L} \approx \frac{2T^2}{L}$$ (1 ग्राम विलायक के लिए)

$$k_f = \frac{0.002T^2}{L}$$ (1000 ग्राम विलायक के लिए)

L = वाष्पीकरण की गुप्त ऊष्मा

$$m = \frac{k_f}{\Delta T_f} \cdot \frac{w \times 1000}{W}$$

* परासरण :—

(ग्रीक शब्द, osmos = to push)

"विलायक के अणुओं का अर्द्ध-पारगम्य झिल्ली से होकर शुद्ध विलायक से विलयन की ओर या तनु विलयन से सान्द्र विलयन की ओर स्वतः प्रवाह परासरण कहलाता है।

* अर्द्ध-पारगम्य झिल्ली :—

"वैसी झिल्ली, जिससे होकर केवल विलायक के अणु ही गुजर सकते हैं, विलेय के अणु नहीं, अर्द्ध-पारगम्य झिल्ली कहलाती है।

जैसे :— चर्मपत्र, अण्डे की झिल्ली, बकरे का अमाशय, कॉपर फैरोसायनाइड झिल्लीयाँ अर्द्ध-पारगम्य हैं।

* परासरणी दाब :—

किसी विलायक को अर्द्ध पारगम्य झिल्ली द्वारा विलयन से पृथक रखा जाये तो परासरण को रोकने के लिए

आवश्यक न्यूनतम यांत्रिकी दाब उस विलयन का परासरणी दाब कहलाता है।

* परासरणी दाब के नियम :—

1. बॉयल – वाण्टहॉफ नियम :—

"इसके अनुसार, "स्थिर ताप पर तनु विलयन का परासरणी दाब विलेय कणों के सान्द्रण के सीधा समानुपाती होता है।

$\pi \propto C$, स्थिर ताप पर

जहाँ, $C = \frac{n}{V}$

$\therefore \pi \propto \frac{n}{V}$

अतः $\pi \propto \frac{1}{V}$

2. चॉर्ल्स – वाण्टहॉफ नियम :—

"स्थिर सान्द्रता पर किसी विलयन का परासरणी दाब परम ताप के सीधा समानुपाती होता है। यह तनु विलयन के लिए दाब – आयतन नियम कहलाता है।

$\pi \propto T$ स्थिर सान्द्रता पर

या, $\pi = k \cdot T$

जहाँ k एक नियतांक है।

3. आवोगाद्रो – वाण्ट हॉफ नियम :—

"स्थिर ताप पर समान परासरणी दाब वाले दो या अधिक विलयनों के जिनके आयतन समान होते हैं, मे विलेय अणुओं की सख्या समान होती है।"

अतः $\pi \propto n$, स्थिर ताप पर

* तनु विलयन के लिए सामान्य अवस्था समीकरण

प्रथम नियम से,

$$\pi \propto \frac{1}{V}$$ स्थिर ताप पर

द्वितीय नियम से,

$$\pi \propto T$$ स्थिर आयतन पर

दोनों नियमों के सम्मिलित करने पर,

$$\pi \propto \frac{1}{V} \times T$$

या, $$\pi = \frac{RT}{V}$$

जहाँ R एक नियतांक है जिसका मान गैस स्थिरांक के बराबर होता है।

$$\therefore \pi . V = RT$$

यदि V आयतन विलयन में विलेय के n मोल घुले हों, तो

$$\pi V = nRT$$

$$\therefore \pi = \frac{n}{V} RT = CRT$$

परासरणी दाब – एक अणुसंख्य गुणधर्म :–

चूंकि $\pi V = nRT$

या, $\pi = \frac{n}{V} RT$

या, $\pi = CRT$

* आइसोटोनिक विलयन :-

"समान ताप पर जिन विलयनों के परासरणी दाब समान होते है आइसोटोनिक विलयन कहलाते है।"

समान ताप पर दो आइसोटोनिक विलयनों को एक-दूसरे से अर्द्ध-पारगम्य झिल्ली द्वारा पृथक करने पर विलायक का प्रवाह किसी दिशा में नहीं होता है, अर्थात परासरण नहीं है।

$\pi V = nRT$

विलयन I के लिए,

$$\pi_1 V_1 = n_1 RT$$

विलयन II के लिए,

$$\pi_2 V_2 = n_2 RT$$

यदि विलयन आंइसोटोनिक है अर्थात $\pi_1 = \pi_2$

$$\Rightarrow \frac{n_1}{V_1} = \frac{n_2}{V_2}$$

$$\Rightarrow \frac{\frac{w_1}{m_1}}{V_1} = \frac{\frac{w_2}{m_2}}{V_2}$$

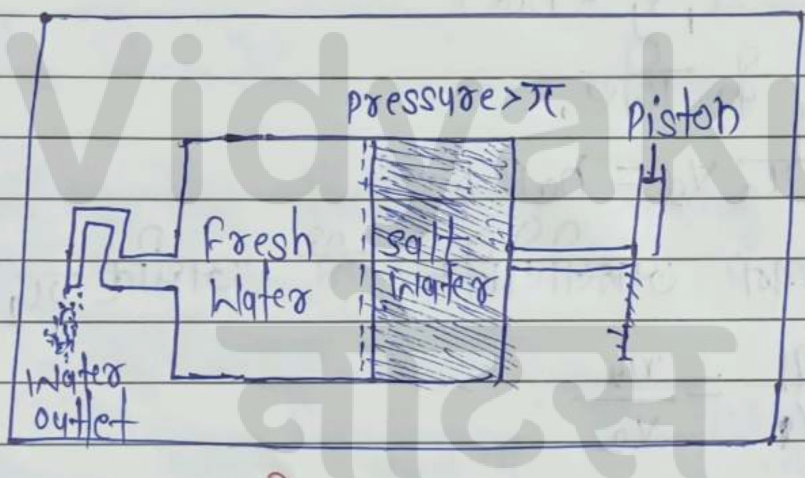
* हाइपरटॉनिक विलयन :-

*"वैसा विलयन जिसकी परासरणी दाब दूसरे विलयन से अधिक होता है, हाइपरटॉनिक विलयन कहलाता है।"

Date ______
Page ______

* हाइपोटॉनिक विलयन :—
यदि किसी विलयन का परासरणी दाब दूसरे विलयन की अपेक्षा कम हो जाता तो है इसे हाइपोटॉनिक विलयन कहते है।

* विपरीत परासरण :—
" किसी विलयन पर विलयन के परासरणी दाब से अधिक दाब आरोपित करने पर विलयन से शुद्ध विलायक की ओर परासरण होने को प्रतियोग परासरण कहा जाता है।



* असामान्य मोलर द्रव्यमान :—
विलयनों के अणुसंख्य गुणधर्म विलयन में उपस्थित विलेय कणों की संख्या पर निर्भर करता है। एवं इन अणुसंख्य गुणधर्मों की सहायता से आण्विक द्रव्यमान का निर्धारण किया जा सकता है। अणुसंख्य गुणधर्म तथा विलेय के आण्विक द्रव्यमान के बीच सम्बन्ध निम्नलिखित मान्यताओं पर आधारित है।

1. विलयन तनु हो जिससे रॉउल्ट नियम का पालन हो सके।
2. विलेय कणों का संगुणन या वियोजन नहीं हो।

तनु विलयन में पदार्थ के कणों का वियोजन या संगुणन होने पर विलयन में उपस्थित कणों की संख्या परिवर्तित हो जाती है तथा विलेय का आण्विक द्रव्यमान असामान्य हो जाता है। इस कारण इसे असामान्य मोलर द्रव्यमान कहते हैं।

किसी विलयन में विलेय कणों की संख्या में परिवर्तित के दो कारण है।

* विलेय अणुओं का संगुणन : —
विलयन में विलेय कणों का संगुणन होने पर अणुओं की संख्या घट जाती है। इसके परिणामस्वरूप अणुसंख्य गुणों के मान में कमी आती है। क्योंकि अणुसंख्य गुण मोलर द्रव्यमान के व्युत्क्रम में होते है।

$$\text{अणुसंख्य गुण} \propto \frac{1}{\text{विलेय का मोलर द्रव्यमान}}$$

अतः असंगुणित अणुओं के सामान्य मान की तुलना में प्राप्त मोलर द्रव्यमान उच्च पाये जाते है।

* विद्युत कणों का वियोजन :—
विलयन में विलेय अणुओं के वियोजन से अणुओं की संख्या अधिक हो जाती है। जिससे ऐसे विलयन उच्च अणुसंख्यक गुण प्रदर्शित करते हैं। चूँकि अणुसंख्य गुण मोलर द्रव्यमान सामान्य मान से कम होते हैं।

* वाण्ट - हॉफ गुणांक :—
वाण्ट - हॉफ ने 1886 ई० में विलयन में विलेय के संगुणन या वियोजन को व्यक्त करने के लिए एक गुणक 'i' का समावेश किया, जिसे वाण्ट - हॉफ गुणक कहते हैं।

"विलेय के सामान्य तथा प्रेक्षित मोलर द्रव्यमान का अनुपात वाण्ट - हॉफ गुणक कहलाता है।"

$$i = \frac{\text{सामान्य मोलर द्रव्यमान}}{\text{प्रेक्षित मोलर द्रव्यमान}}$$

- संगुणन होने पर, प्रेक्षित मोलर द्रव्यमान सामान्य से अधिक हो जाता है तथा गुणांक 'i' का मान 1 से कम होता है ($i<1$)।

- वियोजन होने पर, प्रेक्षित मोलर द्रव्यमान सामान्य से कम होता है तथा गुणक 'i' का मान 1 से अधिक होता है ($i>1$)।

- संगुणन या वियोजन नहीं होने पर, गुणक i का मान 1 के बराबर होता है ($i = 1$)

चूँकि अणुसंख्य गुणधर्म $\propto \frac{1}{\text{मोलर द्रव्यमान}}$

$$\therefore i = \frac{\text{अणुसंख्य गुण का प्रेक्षित मान}}{\text{अणुसंख्य गुण का सामान्य मान}}$$

$$i = \frac{\text{संगुणन या वियोजन के पश्चात कणों की संख्या}}{\text{संगुणन या वियोजन के पूर्व कणों की संख्या}}$$

वाष्प दाब का आपेक्षिक अवनमन $= \frac{P^0 - P}{P^0} = i \cdot X_2$

क्वथनांक में उन्नयन, $\Delta T_b = i\, k_b m$

हिमांक में अवनमन, $\Delta T_f = i\, k_f m$

परासरण दाब, $\pi = \frac{i n R T}{V}$

या, $\pi = i C R T$

'i' के मान की सहायता से विलयन में पदार्थ के संगुणन या वियोजन की मात्रा की गणना कर सकते है।

वियोजन की मात्रा :— विलयन में कुल अणुओं का वह भाग जो आयनों में वियोजित होता है, वियोजन की मात्रा कहलाता है।"

Date ____
Page ____

वियोजन की मात्रा = $\frac{\text{पदार्थ के वियोजित अणुओं की संख्या}}{\text{कुल अणुओं की संख्या}}$

मान लिया कि अपघट्य का एक अणु वियोजन के पश्चात n आयन देता है तथा a वियोजन की मात्रा है। अतः विलेय पदार्थ के प्रत्येक मोल के लिए,

वियोजित अणुओं के मोलों की संख्या = a
अवियोजित अणुओं के मोलों की संख्या = 1 - a
साम्यावस्था पर कुल मोलों की संख्या =

$$= 1 - a + na$$
$$= 1 + (n-1)a$$

वाण्ट-हॉफ गुणक, i = $\frac{\text{विलेय के प्रेक्षित मोलों की सं०}}{\text{विलेय के कुल मोलों की संख्या}}$

$$i = \frac{1 + (n-1)a}{1} = 1 + (n-1)a$$

$$\therefore \boxed{a = \frac{i-1}{n-1}}$$

परन्तु, i = $\frac{\text{सामान्य आण्विक द्रव्यमान}}{\text{प्रेक्षित आण्विक द्रव्यमान}} = \frac{M_T}{M_O}$

$$\therefore \boxed{a = \frac{M_T - M_O}{M_O(n-1)}}$$

AB प्रकार के विद्युत-अपघट्य, जैसे KCl, NaCl आदि के विलयन में n = 2 होते हैं।

$\therefore a = i - 1$

AB_2 प्रकार के विद्युत - अपघट्य जैसे, $CaCl_2$, $Ba(NO_3)_2$ आदि के विलयन में $n = 3$ होती है।

$\therefore a = \frac{i-1}{2}$

* संगुणन की मात्रा : —

किसी पदार्थ के अणुओं का वह भाग जो आपस में संयुक्त होकर बड़े अणु निर्माण करता है, संगुणन की मात्रा कहलाती है।

मान लिया कि विलेय का n मोल संगुणित होकर एक बड़े का निर्माण करता है, तथा a संगुणन की मात्रा है।

$\therefore \quad nA \rightleftharpoons$

संगुणन के पूर्व मोलों की संख्या	1	0
संगुणन के पश्चात मोलों की संख्या	$1-a$	$\frac{a}{n}$

अतः संगुणित मोलों की संख्या $= \frac{a}{n}$

असंगुणित मोलों की संख्या $= 1-a$

$\therefore$ साम्यावस्था पर कुल कणों की संख्या $= \left(1 - a + \frac{a}{n}\right)$ मोल

$\because i = \dfrac{\text{संगुणन के पश्चात मोलों की संख्या}}{\text{संगुणन के पूर्व मोलों की संख्या}}$

$$= \frac{1 - a + \frac{a}{n}}{1} = 1 + a\left(\frac{1}{n} - 1\right)$$

या, $a\left(\frac{1}{n} - 1\right) = i - 1$

$$\therefore a = \frac{i-1}{\left(\frac{1}{n} - 1\right)}$$

परंतु $i = \dfrac{\text{सामान मोलर द्रव्यमान}}{\text{प्रेक्षित मोलर द्रव्यमान}} = \dfrac{M_T}{M_O}$

$\therefore 1 - a + \dfrac{a}{n} = \dfrac{M_T}{M_0}$ या, $1 - \dfrac{M_T}{M_0} = a - \dfrac{a}{n}$

या, $\dfrac{M_0 - M_T}{M_0} = a\left(1 - \dfrac{1}{n}\right) = a\left(\dfrac{n-1}{n}\right)$

$$\therefore \boxed{a = \frac{M_0 - M_T}{M_0} \cdot \frac{n}{n-1}}$$

The End.