2025-2026

रसायन विज्ञान

अध्याय 1

विलयन (Solution)

मिश्रण (Mixture)- मिश्रण दो या दो से अधिक पदार्थों का भौतिक मेल है।

मिश्रण के प्रकार

समांगीय मिश्रण	विषमांगीय मिश्रण
दो या दो से अधिक पदार्थों को मिलाने पर जब उन्हें अलग-अलग देखा नहीं जा सके। उदाहरण: पानी में चीनी।	दो या दो से अधिक पदार्थों को मिलाने के बाद जब उन्हें अलग-अलग देखा जा सके। उदाहरण: पानी में मिट्टी।

विलयन (Solution):- विलयन एक **समांग मिश्रण** है, जिसमें दो या दो से अधिक पदार्थ एकसमान रूप से मिलकर एक ही अवस्था में रहते हैं। इसमें एक पदार्थ **विलेय** और दूसरा **विलायक** के रूप में कार्य करता है।

विलयन = विलेय + विलायक

विलयन की प्रावस्था का मान सदैव । होता है।

विलयन के भाग

विलेय- विलेय वह पदार्थ है जो किसी विलायक (Solvent) में घुलकर **विलयन (Solution)** बनाता है। यह आमतौर पर कम मात्रा में उपस्थित होता है

किसी भी विलयन में एक से अधिक विलेय हो सकते हैं।

विलायक (Solvent)- विलायक वह पदार्थ है जिसमें विलेय (Solute) घुलता है, और दोनों मिलकर एक समांग मिश्रण (विलयन) बनाते हैं। विलायक आमतौर पर अधिक मात्रा में उपस्थित होता है और विलेय को घोलने का काम करता है।

- किसी भी विलयन में विलायक सदैव एक होता है।
- विलयन सदैव विलायक की अवस्था को दर्शाता है।

विलयनों के प्रकार

अवयवों की मात्रा के आधार पर

तनु विलयन- तनु विलयन वह विलयन है जिसमें विलेय की मात्रा कम होती है और विलायक की मात्रा अधिक होती है।

सान्द्र विलयन- सान्द्र विलयन वह विलयन है जिसमें विलेय की मात्रा अधिक होती है और विलायक की मात्रा कम होती है।

2. संतृप्त और असंतृप्त विलयन- स्थिर ताप पर, वह विलयन जिसमें विलेय की अधिकतम संभव मात्रा घुली हो, संतृप्त विलयन कहलाता है।

तथा वह विलयन जिसमें विलेय की मात्रा संतृप्त विलयन के लिए आवश्यक मात्रा से कम हो, असंतृप्त विलयन कहलाता है।

3. अति संतृप्त विलयन (Supersaturated Solution)- स्थिर ताप पर, जब किसी विलयन में विलेय की मात्रा, संतृप्त विलयन से अधिक हो जाती है, अतिसंतृप्त विलयन कहलाता है।

अवयवों के भौतिक अवस्थाओं के आधार पर विलयन के प्रकार-

विलेय	विलायक	विलयन	उदाहरण
गैस	गैस	गैसीय विलयन	$(O_2 + N_2)$, N_2 में क्लोरोफॉर्म
द्रव	गैस		
ठोस	गैस		N_2 में कपूर

BoardStudy

गैस द्रव ठोस	द्रव द्रव द्रव	द्रव विलयन	पानी में O_2 ऐल्कोहॉल + जल चीनी + पानी
गैस द्रव ठोस	ठोस ठोस ठोस	ठोस विलयन	Pt की सतह पर H_2 अमलगम NaHg सोना + कॉपर

विलयन की सांद्रता- किसी विलयन या विलायक की प्रति एकांक मात्रा में घुली हुई विलेय की मात्रा को विलयन की सांद्रता कहते हैं।

$$\text{विलयन की सांद्रता} = \frac{\text{विलेय की मात्रा}}{\text{विलयन या विलायक की मात्रा}}$$

विलयन की सांद्रता को व्यक्त करने की प्रमुख विधियाँ

1. द्रव्यमान प्रतिशतता (W/W%)- विलेय पदार्थ की ग्राम में वह मात्रा, जो 100 ग्राम विलयन में घुली हुई हो, उसे द्रव्यमान प्रतिशतता कहते हैं।

द्रव्यमान % (W/W%) = $\frac{\text{विलेय का द्रव्यमान } (gm)}{\text{विलयन का द्रव्यमान } (gm)} \times 100$

प्र. 40 ग्राम KCl को 400 ग्राम जल में घोला जाता है तो KCl की द्रव्यमान प्रतिशतता ज्ञात कीजिए।

हल:

ω विलेय का भार = 40 gm

W विलयन का भार = 440 gm

द्रव्यमान % = $\frac{\text{विलेय का द्रव्यमान } (gm)}{\text{विलयन का द्रव्यमान } (gm)} \times 100$

द्रव्यमान प्रतिशत = $\frac{40}{440} \times 100 = \frac{1}{11} \times 100$

= 9.09%

2. आयतन प्रतिशतता (V/V%)- किसी विलयन के 100 मिलीलीटर आयतन में उपस्थित विलेय के मिलीलीटर के आयतन को आयतन प्रतिशत सांद्रता कहते हैं।

आयतन प्रतिशतता $\frac{V}{V}$%= $\frac{\text{विलेय का आयतन } (ml)}{\text{विलयन का आयतन } (ml)} \times 100$

प्रः 15 ml एथेनॉल को 300 ml जल में घोला जाता है। एथेनॉल की आयतन प्रतिशतता ज्ञात कीजिए।

हलः

विलेय का आयतन = 15 ml

विलायक का आयतन = 300 ml

विलयन का आयतन = विलेय का आयतन + विलायक का आयतन

= 15+300 = 315 ml

$$\frac{v}{v}\% = \frac{\text{विलेय का आयतन } (ml)}{\text{विलयन का आयतन } (ml)} \times 100$$

$$= \frac{15}{315} \times 100 = \frac{1}{21} \times 100$$

= 4.76%

3. द्रव्यमान/आयतन प्रतिशतता (W/V%)- किसी विलयन के 100 मिलीलीटर आयतन में उपस्थित विलेय का ग्राम में द्रव्यमान उसकी द्रव्यमान/आयतन प्रतिशतता कहलाती है।

$$\frac{\text{द्रव्यमान}}{\text{आयतन}}\% = \frac{\text{विलेय का भार}}{\text{विलयन का आयतन}}$$

प्रः 20 gm चीनी को जल में घोलकर 250 ml विलयन बनाया गया। चीनी की द्रव्यमान/आयतन प्रतिशतता ज्ञात करो।

हलः

विलेय का भार = 20 gm

विलयन का आयतन = 250 ml

$$\frac{w}{v}\% = \frac{\text{विलेय का द्रव्यमान}(gm)}{\text{विलयन का आयतन}} \times 100$$

$$= \frac{20}{250} \times 100$$

$$= \frac{2}{25} \times 100 = 2 \times 4 = 8\%$$

4.पाट्‌र्स पर मिलियन (PPM)- किसी विलयन के 10^6 (10 लाख) ग्राम में उपस्थित विलेय पदार्थ के भार की संख्या पाट्‌र्स पर मिलियन (PPM) कहलाती है।

$$PPM = \frac{\text{विलेय का द्रव्यमान}}{\text{विलयन का द्रव्यमान}} \times 10^6$$

प्रः 9.6 $\times 10^{-3} gm\ O_2$ समुद्री जल के प्रति 1 kg में घुली हुई है। O_2 की सांद्रता PPM में ज्ञात कीजिए।

हलः

विलेय का द्रव्यमान = 9.6×10^{-3} gm

विलयन का द्रव्यमान = 1 kg=1000 gm

$$PPM = \frac{\text{विलेय का द्रव्यमान}}{\text{विलयन का द्रव्यमान}} \times 10^6$$

$$PPM = \frac{9.6 \times 10^{-3}}{1000} \times 10^6 = \frac{9.6 \times 10^{-3} \times 10^6}{10^3}$$

$$PPM = \frac{9.6 \times 10^6}{10^6}$$

= 9.6 PPM

5. पार्ट्स पर बिलियन (ppb)- किसी विलयन के 10^9 भागों में उपस्थित विलेय के भागो की संख्या (ppb) कहलाती हैं।

$$Ppb = \frac{\text{विलेय का द्रव्यमान}}{\text{विलयन का द्रव्यमान}}$$

6. मोलरता (M)- किसी विलयन के प्रति लीटर आयतन में उपस्थित विलेय के मोलों की संख्या को मोलरता कहते हैं।

$$\text{मोलों की संख्या } (n) = \frac{\text{विलेय का द्रव्यमान}}{\text{विलेय का अणुभार}}$$

मोलरता (M): $= \frac{\text{विलेय के मोलो की संख्या}}{\text{विलयन का आयतन (ली॰ मे)}}$

या

मोलरता $= \frac{\text{विलेय के मोलों की संख्या}}{\text{विलयन का आयतन (मिलीलीटर मे)}} \times 1000$

$$M = \frac{n}{V(\mathrm{L})}$$

$$M = \frac{\frac{\omega}{m}}{V(l)} \qquad M = \frac{\omega}{m \times V(\mathrm{L})} \qquad M = \frac{\omega \times 1000}{m \times V(\mathrm{ml})}$$

प्रः 5.85 ग्राम सोडियम क्लोराइड को 500 ml जल में घोला गया। विलयन की मोलरता ज्ञात करो।

हलः

$\omega = 5.85\, gm.$

Nacl = 23 + 35.5

$V = 500\, ml$

$m = 58.5$

$$M = \frac{\omega \times 1000}{m \times V(\mathrm{ml})}$$

$$M = \frac{5.05 \times 1000}{50.5 \times 500}$$

$$M = \frac{1}{5} = 0.2\,M$$

7. मोललता (m)- विलायक के 1000 ग्राम (1 kg) में घुलित विलेय के मोलों की संख्या को मोललता कहते हैं।

$$m = \frac{\text{विलेय के मोल}}{\text{विलायक का द्रव्यमान (kg में)}}$$

$$m = \frac{\text{विलेय के मोल}}{\text{विलायक का द्रव्यमान (gm में)}} \times 1000$$

$$\text{मोललता (m)} = \frac{\text{विलेय का भार}}{\text{विलेय का अनुभार} \times \text{विलायक का द्रव्यमान (kg में)}}$$

$$m = \frac{\frac{\omega_A}{m_A}}{W\,(\text{kg में})}$$ या $$m = \frac{\omega_A}{m_A \times W\,(\text{kg में})}$$

प्रः 50.5 g NaCl को 500 g जल में घोला गया। विलयन की मोललता ज्ञात कीजिए।

हलः विलेय ωA = 50.5 g

विलायक W = 500 g

NaCl का अनुभार (m_A) = 23 + 35.5=58.5

$$m = \frac{\omega_A}{m_A \times W(\text{g में})} \times 1000$$

$$M = \frac{5.05 \times 1000}{50.5 \times 500}$$ = 2mole/kg **Ans.**

8. नार्मलता (N)- किसी निश्चित ताप पर, विलयन के प्रति लीटर में घुले विलेय के ग्राम तुल्यांकों की संख्या को उस ताप पर विलयन की नार्मलता कहते हैं।

$$N = \frac{\text{विलेय के ग्राम तुल्यांक की संख्या}}{\text{विलयन का आयतन (लीटर में)}}$$

$$\text{नार्मलता (N)} = \frac{\text{विलेय के ग्राम तुल्यांकों की संख्या}}{\text{विलयन का आयतन (मिलीलीटर में)}} \times 1000$$

$$\text{विलेय के ग्राम तुल्यांकों की संख्या} = \frac{\text{विलेय का द्रव्यमान}}{\text{तुल्यांकी भार}}$$

$$\text{नार्मलता (N)} = \frac{\text{विलेय का द्रव्यमान / तुल्यांकी भार}}{\text{विलयन का आयतन (ml में)}} \times 1000$$

$$N = \frac{\omega}{E \times V(\text{ml में})} \times 1000$$ या $$N = \frac{\omega \times 1000}{E \times V(\text{ml में})}$$

तुल्यांकी भारः $\frac{\text{अणुभार}}{\text{संयोजकता}}$

प्रः 8 g NaOH को 100 ml जल में घोला गया। विलयन की नार्मलता ज्ञात करें।

हलः

V=100 ml

ω=8 g

NaOH का अणुभार = 23+16+1=40

$NaOH$ का तुल्यांकी भार (E) = $\frac{\text{अणुभार}}{\text{संयोजकता}} = \frac{40}{1} = 40$

$$N = \frac{\omega}{E} \times \frac{1000}{V(\text{ml में})}$$

$$N = \frac{8}{40} \times \frac{1000}{100}$$ = N = 2 ग्राम तुल्यांक/लीटर

९. मोल प्रभाज (x)- *एक विलयन में किसी घटक के मोलों की संख्या तथा विलयन में उपस्थित कुल मोलों की संख्या के अनुपात को उस घटक का मोल प्रभाज कहते हैं।*

$$\text{एक घटक का मोल प्रभाज} = \frac{\text{घटक के मोलों की संख्या}}{\text{विलयन में उपस्थित कुल मोलों की संख्या}}$$

यदि किसी विलयन में विलेय के मोल n तथा विलायक के मोल N हैं, तो:

$$\text{विलेय का मोल प्रभाज} = \frac{n}{n+N}$$

$$n = \frac{\omega}{m}, N = \frac{W}{M}$$

$$\text{विलेय का मोल प्रभाज} = \frac{\frac{\omega}{m}}{\frac{\omega}{m} + \frac{W}{M}}$$

$$\text{विलायक का मोल प्रभाज} = \frac{N}{n+N}$$

$$\text{विलायक का मोल प्रभाज} = \frac{\frac{W}{M}}{\frac{\omega}{m} + \frac{W}{M}}$$

प्रः 72gm H_2O और 46 gm C_2H_5OH के विलयन में दोनों के मोल प्रभाज की गणना करें।

हलः

विलेय (ω) = 46 gm

विलायक (W) = 72 gm

C_2H_5OH का अणुभार (m) = 12×2+1×5+16+1 m = 46

H_2O का अणुभार (M) = 1×2+16

M = 18

C_2H_5OH के मोल प्रभाज = $\frac{\frac{w}{m}}{\frac{w}{m}+\frac{W}{M}}$

$$= \frac{46/46}{46/46 + 72/18}$$

$$= \frac{1}{1+4} = \frac{1}{5} = 0.2$$

H_2O के मोल प्रभाज = $\frac{\frac{W}{M}}{\frac{w}{m}+\frac{W}{M}}$

$$= \frac{72/18}{46/46 + 72/18}$$

$$= \frac{4}{1+4} = \frac{4}{5} = 0.8$$ **Ans.**

विलयन की मोलरता और नार्मलता में सम्बन्ध-

मोलरता × विलेय का अनुभार = नार्मलता × तुल्यांकी भार

या

$$\frac{\text{मोलरता}}{\text{नार्मलता}} = \frac{\text{तुल्यांकी भार}}{\text{विलेय का अनुभार}}$$

OR [नार्मलता = मोलरता × अम्लीयता/क्षारीयता/आक्सीकरण संख्या में परिवर्तन]

मोललता और मोल प्रभाज में संबंध-

$$\text{मोललता} = \frac{\text{विलेय का मोल प्रभाज} \times 1000}{\text{विलायक का मोल प्रभाज} \times \text{विलायक का अनुभार}}$$

विलेयता (Solubility)- किसी पदार्थ की वह अधिकतम मात्रा जो निश्चित ताप पर 100 ग्राम विलायक में घुल जाती है, उसे उस पदार्थ की विलेयता कहलाती हैं।

गैसों की द्रवों में विलेयता- भिन्न-भिन्न गैसों की द्रवों में विलेयता भिन्न-भिन्न होती हैं।

जैसे- O_2 जल में बहुत कम मात्रा में घुलती है, जबकि कुछ अन्य गैसें जैसे CO_2, HCl इत्यादि जल में घुलनशील होती हैं।

गैसों की द्रव में विलेयता को अवशोषण गुणांक द्वारा समझा जा सकता है।

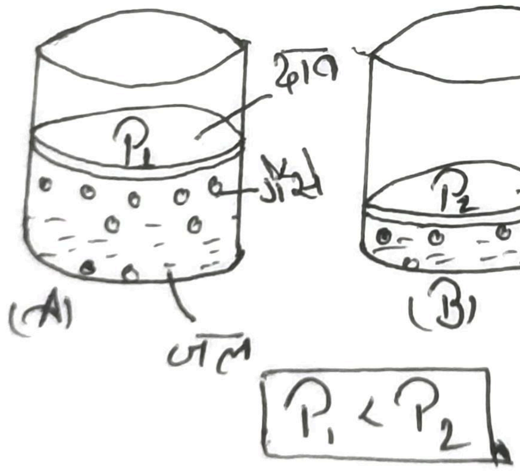
{ सामान्य ताप और दाब पर, किसी विलायक के निश्चित आयतन में घुली गैसों का आयतन }

अवशोषण गुणांक के मान में वृद्धि होने पर गैसों की विलेयता बढ़ती है।

उदाहरणः-

गैसे	He	N_2	H_2	O_2	CO_2	H_2S
अवशोषण गुणांक	0.009	0.015	0.017	0.028	0.88	2.62

हेनरी का नियम (Henry's Rule):- इस नियम के अनुसार "स्थिर ताप पर किसी गैस की द्रव में घुलनशीलता या विलेयता, गैस के दाब के समानुपाती होती है।"



$$m \propto P$$

$$m = KP$$

जहाँ:

- m = घुली हुई गैस की मात्रा
- P = साम्यावस्था पर गैस का दाब
- K = समानुपाती स्थिरांक

यदि विलेयता को, विलयन में गैस के मोल अंश के रूप में व्यक्त किया जाए तो हेनरी के नियम के अनुसार, "किसी गैस वाष्प अवस्था में आंशिक

दाब (P) उस विलयन में गैस के मोल अंश (X_{gas}) के समानुपाती होता है।"

$P \propto X_{gas}$

P= $K_H X_{gas}$ जहाँ: K_H = हेनरी स्थिरांक

$X_{gas} = \frac{P}{K_H} = X_{gas} \propto \frac{1}{K_H}$

यदि P- स्थिर है, तो गैस का मोल अंश (X_{gas}) हेनरी स्थिरांक (K_H) के व्युत्क्रमानुपाती होता है।

$K_H \uparrow \Longrightarrow X_{gas} \downarrow$

हेनरी के नियम की सीमाएं:

1. हेनरी का नियम बहुत निम्न ताप पर लागू नहीं होता।
2. दाब का मान बहुत अधिक होने पर भी यह नियम कार्य नहीं करता।
3. यह नियम तभी लागू होता है जब गैस की विलेयता का मान विलायक में बहुत कम हो।
4. यह नियम उन विलयों पर लागू नहीं होता है जिनमें विलेय, विलायक से रासायनिक अभिक्रिया करता है।

हेनरी नियम के अनुप्रयोग-

सोडा जल जैसे शीतल पेयों में CO_2 की विलेयता बढ़ाने के लिए बोतल को अधिक दाब पर बंद किया जाता है।

गहरे समुद्र में स्वास लेने के लिए गोताखोर ऑक्सीजन प्राप्त करने के लिए संपीड़ित वायु पर निर्भर करते हैं। अधिक वायुमंडलीय दाब के कारण वायु में उपस्थित गैसें N_2, O_2 रक्त में अधिक विलेय हो जाती हैं। ऑक्सीजन शरीर के लिए आवश्यक है, लेकिन नाइट्रोजन रक्त में विलेय रहती है। जब गोताखोर सतह की ओर आते हैं, तो भारी दाब धीरे-धीरे कम होता है। इसके कारण घुली हुई N_2 गैस रक्त से बाहर निकलने लगती हैं, जिससे रक्त में N_2 के बुलबुले बन जाते हैं। ये बुलबुले तंत्रिका संबंधी समस्याएँ उत्पन्न कर सकते हैं और (बेंड्स) नामक बीमारी का कारण बनते हैं। यह अत्यधिक पीड़ादायक और जानलेवा होती है। गोताखोरों द्वारा सांस लेने के लिए उपयोग किए जाने वाले टैंक में हीलियम (He) मिलाकर तनु की गई वायु का उपयोग किया जाता है।

अधिक ऊंचाई वाले स्थानों पर ऑक्सीजन का आंशिक दाब सत्तरी स्थानों की तुलना में कम होता है। इन स्थानों पर रहने वाले लोगों में रक्त द्वारा

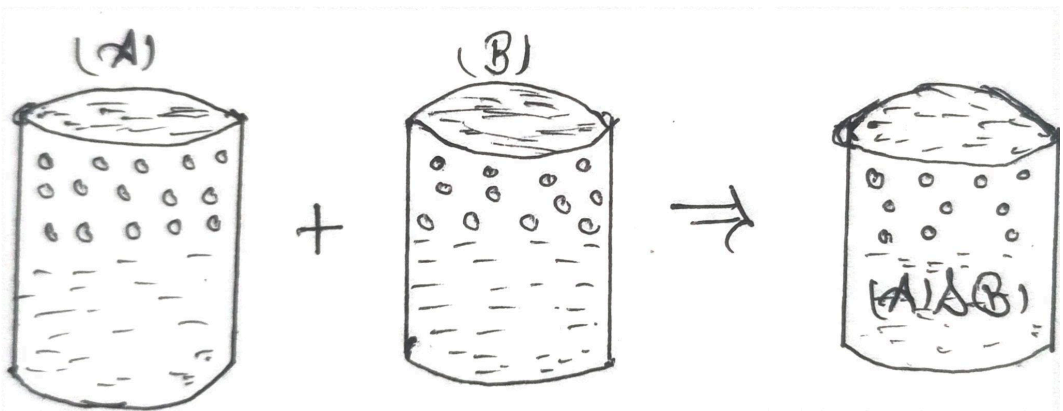
ऑक्सीजन की मात्रा कम हो जाती है। इसके कारण पर्वतारोहियों को कमजोरी महसूस करते है और स्पष्ट रूप से सोच नही पाते है।

वाष्प दाब (Vapour Pressure):- द्रव और उसकी वाष्प के मध्य साम्यावस्था में स्थिर ताप पर लगने वाला वाष्प का दाब वाष्प दाब कहलाता है।

- ***द्रव से वाष्प बनना*** – वाष्पन
- ***वाष्प से द्रव बनना*** – संघनन

वाष्प दाब में अवनमन (Lowering of Vapour Pressure):- जब किसी विलायक में कोई अवाष्पशील पदार्थ घोला जाता है, तो विलयन का वाष्प दाब कम हो जाता है। इस घटना को वाष्प दाब का अवनमन कहते हैं।

राउल्ट का नियम (Raoult's Law):- किसी निश्चित ताप पर शुद्ध विलयन के किसी घटक का आंशिक वाष्प दाब, उसके मोल प्रभाज के समानुपाती होता है।



P_A = द्रव्य A का आंशिक वाष्प दाब

P_B= द्रव्य B का आंशिक वाष्प दाब

शुद्ध द्रव्य A का वाष्प दाब = P°_A शुद्ध द्रव्य B का वाष्प दाब = P°_B

माना दो द्रव A व B से विलयन बनाया गया है। विलयन में द्रव A का आंशिक दाब P_A व द्रव B का आंशिक दाब P_B है तो राउल्ट के नियम से-

$P_A \propto X_A$ = $P_A = P_A^0 \cdot X_A$

$P_B \propto X_B$ = $P_B = P_B^0 \cdot X_B$

“किसी दिए गए ताप पर विलयन के किसी घटक का आंशिक वाष्प दाब, उसके मोल अंश तथा शुद्ध अवस्था में उस घटक के वाष्प दाब के गुणनफल के बराबर होता है।”

$P_s = P_A + P_B$

$P_s = P_A^0 \cdot X_A + P_B^0 \cdot X_B$ जहाँ P_s= विलयन का कुल वाष्प दाब।

आदर्श तथा अनादर्श विलयन

(1) आदर्श विलयन- वे विलयन जो सांद्रता और ताप की विभिन्न परिस्थितियों में राउल्ट के नियम का पालन करते हैं, आदर्श विलयन कहलाते हैं।

उदाहरण: बेंजीन - टोलुईन एथिल ब्रोमाइड - एथिल आयोडाइड आदि।

राउल्ट के नियम का पालन करते हैं।

$\Delta H_{\text{मिश्रण}} = 0$ हो, अर्थात दोनों के मिलाने पर ऊष्मा न तो अवशोषित होती है और न ही उत्सर्जित होती है।

$\Delta H_{\text{मिश्रण}} = 0$ हो, अर्थात दोनों को मिलाने पर न तो आयतन बढ़ता है और न ही आयतन घटता है।

(2) अनादर्श विलयन:- वे विलयन जो राउल्ट के नियम का पालन नहीं करते हैं, अनादर्श विलयन कहलाते हैं।

1. अनादर्श विलयन राउल्ट के नियम का पालन नहीं करते हैं।
2. सभी अनादर्श विलयन राउल्ट के नियम से धनात्मक या ऋणात्मक विचलन दिखाते हैं।
3. $\Delta H_{\text{मिश्रण}} \neq 0$

स्थिर क्वथनांकी या स्थिर वाष्पीय मिश्रण:- दो द्रवों के वे मिश्रण जिनका एक निश्चित क्वथनांक होता है और जो घटकों के अनुपात में बिना किसी परिवर्तन के वाष्पित होते हैं, उन्हें स्थिर मिश्रण या स्थिर क्वथनांकी मिश्रण कहते हैं।

ये अनादर्श विलयनों से बनते हैं।

इन मिश्रणों के दो प्रकार होते हैं:-

(i) उच्चतम क्वथनांक वाले स्थिर क्वथनांकी मिश्रण:	**(ii) न्यूनतम क्वथनांक वाले स्थिर क्वथनांकी मिश्रण:**
इनका क्वथनांक दोनों घटकों से अधिक होता है।	इनका क्वथनांक दोनों घटकों से कम होता है।
यह ऋणात्मक विचलन दिखाने वाले मिश्रण/विलयन से बनता है।	यह धनात्मक विचलन दिखाने वाले मिश्रण/विलयन से बनता है।

अणुसंख्य गुणधर्म (Colligative Properties):- वे गुणधर्म, जो विलायक की स्थिर निश्चित मात्रा में उपस्थित विलेय के कणों की संख्या पर निर्भर करते हैं, किंतु विलेय की रासायनिक प्रकृति पर निर्भर नहीं करते, अणुसंख्य गुणधर्म कहलाते हैं।

विलयन में अणुसंख्य गुणधर्म α कणों/अणुओं की संख्या।

विलयन के महत्वपूर्ण अणुसंख्य गुणधर्मः

1. वाष्प दाब में आपेक्षिक अवनमन
2. क्वथनांक में उन्नयन
3. हिमांक में अवनमन
4. परासरण दाब

(I) वाष्प दाब में आपेक्षिक अवनमन (Relative Lowering of V. P):-

किसी विलायक के वाष्प दाब में अवनमन तथा शुद्ध विलायक के वाष्प दाब के अनुपात को वाष्प दाब का आपेक्षिक अवनमन कहते हैं।

यदि शुद्ध विलायक का वाष्प दाब = P^0

और विलयन का वाष्प दाब = P_s

वाष्प दाब में अवनमन $= P^0 - P_s$

वाष्प दाब में आपेक्षिक अवनमन $= \dfrac{P^0 - P_s}{P^0}$

राउल्ट के नियमानुसारः- *अवाष्पशील विलेय पदार्थों के विलयन के लिए वाष्प दाब का आपेक्षिक अवनमन, विलयन में विलेय के मोल प्रभाज के बराबर होता है।*

$$\frac{P^0 - P_s}{P^0} = \chi_{\text{विलेय}}$$

$$\chi_{\text{विलेय}} = \frac{n}{N+n}$$

जहाँ n- विलेय के मोल

N- विलायक के मोल

$$\frac{P^0 - P_s}{P^0} = \frac{n}{N+n}$$

अति तनु विलयन के लिएः- $n \ll N$, तो $N + n \approx N$

$$\frac{P^0 - P_s}{P^0} = \frac{n}{N}$$

$$n = \frac{\omega}{m}$$

$$N = \frac{W}{M}$$

$$\frac{P^0 - P_s}{P^0} = \frac{\omega/m}{W/M}$$

जहाँ ω- विलेय का द्रव्यमान।

m- विलेय का अनुभार।

W- विलायक का द्रव्यमान।

M- विलायक का अनुभार।

(2) क्वथनांक में उन्नयन (Elevation in Boiling Point):- किसी द्रव का क्वथनांक वह ताप है, जिस पर उसका वाष्प दाब वायुमंडलीय दाब के बराबर होता है।

जैसे- [NTP पर जल का क्वथनांक = $100^{\circ} C$]

किसी शुद्ध विलायक में अवाष्पशील विलेय को घोलने पर विलयन का वाष्प दाब कम हो जाता है। इसी कारण, विलयन का क्वथनांक बढ़ जाता है। किसी विलायक के क्वथनांक में उत्पन्न इस वृद्धि को विलायक के क्वथनांक में उन्नयन कहा जाता है।

विलायक के क्वथनांक में उन्नयन ∝ मोललता

$\Delta T_b \propto m'$ (जहाँ m' = मोललता)

$\Delta T_b = k_b \cdot m'$ (जहाँ k_b मोलल उन्नयन स्थिरांक)

$$\Delta T_b = \frac{k_b \times \omega}{W \times m} \times 1000$$

या

$$\Delta T_b = \frac{1000 \times k_b \times \omega}{W \times m}$$

जहाँ ω- विलेय का द्रव्यमान (ग्राम में)।

W- विलायक का मात्रा (ग्राम में)।

m- विलेय का अनुभार।

क्वथनांक में उन्नयन T_b= विलयन का क्वथनांक – शुद्ध विलायक का क्वथनांक

$$\Delta T_b = T_b - T_b^0$$

मोलल उन्नयन स्थिरांक (Molal Elevation Constant):- विलायक के 1000 ग्राम (1 Kg) में विलेय पदार्थ के 1 मोल को घोलने पर क्वथनांक में होने वाली वृद्धि को मोलल उन्नयन स्थिरांक कहते हैं। यदि विलायक के 100 ग्राम लेने पर इसे मोलर उन्नयन स्थिरांक कहते हैं।

मोलल उन्नयन स्थिरांक का मान प्रत्येक विलायक के लिए स्थिर रहता है, चाहे विलय पदार्थ कोई भी हो, जब विलायक में एक मोल घोलते हैं, तो उससे प्राप्त अणुओं की संख्या सदैव स्थिर रहती है।

3. हिमांक में अवनमन (Depression in Freezing Point)- किसी पदार्थ का हिमांक वह तापमान है जिस पर द्रव अवस्था का वाष्पदाब ठोस अवस्था के वाष्पदाब के बराबर होता है। अर्थात, शुद्ध विलयन का तभी हिमांकन होता है जब उसका वाष्पदाब ठोस विलायक के वाष्पदाब के

बराबर हो जाता है। जब किसी विलय पदार्थ को किसी विलायक में घोला जाता है, तो उत्पन्न इस कमी को हिमांक में अवनमन कहा जाता है।

हिमांक में अवनमन = शुद्ध विलायक का हिमांक - विलयन का हिमांक

$$\Delta T_f = T_f^0 - T_f$$

हिमांक का अवनमन ∝ मौललता

$$\Delta T_f \propto m'$$

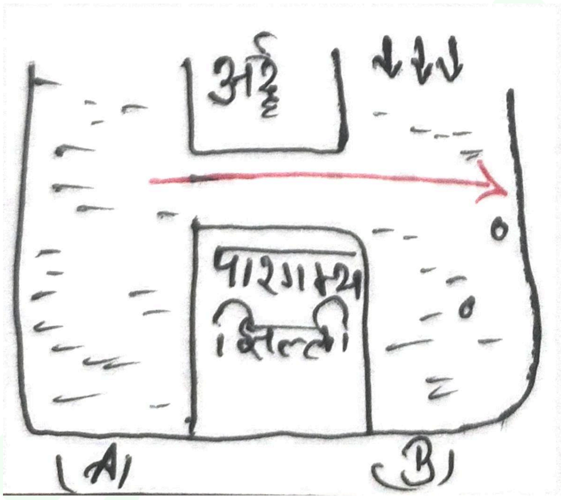
$\Delta T_f = k_f \cdot m'$ जहाँ, k_f = मौलल अवनमन स्थिरांक

$$\Delta T_f = \frac{k_f \times \omega}{W \times m} \times 1000$$ या $$\Delta T_f = \frac{1000 \times k_f \times \omega}{W \times m}$$

मौलल अवनमन स्थिरांक k_f - किसी विलयन के 1 मोल की विलायक के 1000 ग्राम में घोलने पर हिमांक में जो अवनमन होता है, उसे मौलल अवनमन स्थिरांक कहते हैं।

4. परासरण दाब (Osmotic Pressure)

- किसी शुद्ध विलायक से विलयन में अथवा रूचक तंतु विलयन से सांद्र विलयन में अर्धपारगम्य झिल्ली के द्वारा विलायक का स्वतः प्रवाह, परासरण कहलाता है।
- किसी विलयन का परासरण दाब उस बाह्य दाब के बराबर माना जा सकता है, जिसे विलयन पर आरोपित करने पर परासरण की क्रिया रुक जाती है।
- परासरण दाब को P या π से प्रदर्शित करते हैं।



$\pi \propto C$ -----------(i)

$\pi \propto T$ -------------(ii)

समीकरण (i) और (ii) से:-

$\pi \propto CT$

$\pi = CRT$

सांद्रता$(c) = \frac{n}{v}$

$\pi = \frac{n}{V}RT$ या $PV = nRT$

P या π = परासरण दाब

V = आयतन

T = ताप

R = विलयन स्थिरांक

C = सांद्रता

समपरासारी विलयन- वे विलयन जिनके परासरण दाब समान होते हैं, समपरासारी विलयन कहलाते हैं।

अल्प परासारी व अतिपरासारी विलयन- दो विलयनों में, जिस विलयन का परासरण दाब कम होता है, अल्प परासारी और जिसका दाब अधिक होता है, अतिपरासारी विलयन कहलाता है।

वान्ट हाफ कारक / गुणांक-

किसी अगुणसंख्य गुणधर्म के प्रायोगिक मान तथा सामान्य मान के अनुपात को वान्ट हाफ गुणांक कहते हैं। इसे (i) से प्रदर्शित करते हैं।

वान्ट हाफ गुणांक $(i) = \frac{\text{संगुणन}}{\text{वियोजन के बाद कण}}$

या

$$\frac{\text{संगुणन}}{\text{वियोजन के पहले कण}}$$

वान्ट हाफ गुणांक = किसी अगुणसंख्य गुणधर्म का (प्रायोगिक मान)

उसी अगुणसंख्य गुणधर्म का (सामान्य मान)

1. $\frac{P^\circ - P_s}{P^\circ} = i \cdot X_{\text{विलेय}}$
2. $\Delta T_b = i \cdot k_b \cdot m'$
3. $\pi = i \cdot C \cdot R \cdot T$
4. $\Delta T_f = i \cdot k_f \cdot m'$

BoardStudy