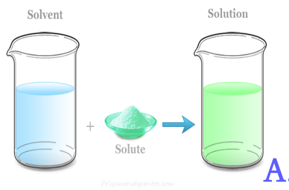
❖ विलयन (solution) :- दो या दो से अधिक पदार्थ के समांगी मिश्रण को विलयन कहा जाता हैं |

जैसे :- (i) sugar + water = शर्बत

(ii) Alcohol + water = शराब

(iii) co_2 + water = soft drink



विलयन की विशेषताएँ (Features of solution)

(i) विलयन समांगी मिश्रण होता हैं |

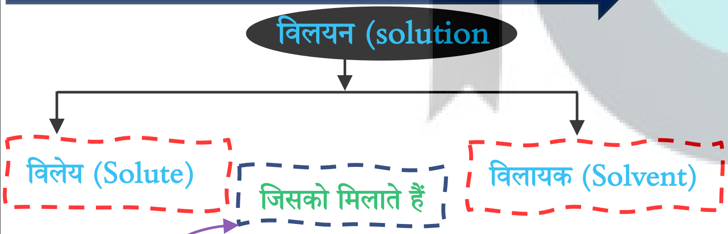
(ii) विलयन के प्रत्येक भाग के गुण समान होता हैं

(iii) विलयन निर्माण में उसके अवयवों के रासायनिक प्रकृति में परिवर्तन नष्ट होता हैं जबकि भौतिक प्रकृति बदल जाती हैं | जैसे रवेदार चीनी शर्बत में अदृश्य हो जाते हैं|

(iv) विलयन के अनु का आकार 10^{-9} m तक होता हैं|

(v) विलयन के अवयवों का प्रयक 1 विधि – filtration, setting, centrifuging, आदि द्वारा नही किया जा सकता हैं |

विलयन के आवयव (components of solutions)



❖ विलेय (solute):- वे अवयक जो विलयन में अल्प मात्रा में हो उसे विलेय कहा जाता हैं | → जिसमें मिलाते हैं

❖ विलायक (solvent):- वह अवयव जो विलयन में सार्वधिक मात्रा में हो, उसे विलायक कहा जाता हैं |

जैसे :- (i) 5g चीनी + 100ml water
(5g चीनी = विलेय, 100ml water = विलायक)

(ii) 2g चीनी +5g नमक + 100ml
(2g चीनी +5g नमक = विलेय, 100ml = विलायक)

(iii) 10kg चीनी + 100ml पानी ↘
यह विलयन का निर्माण नही कर सकते हैं क्योंकि ये विषमांगी मिश्रण हैं |

❖ विलयन में विलेय एक से अधिक हो सकते हैं, परंतु विलायक एक ही होता हैं |

❖ यदि विलयन में विलायक तथा विलेय दोनों समान मात्रा में हो तो विलायक एवं विलेय का निर्धारण संभव नही हैं | प्राय: मिश्रित किया गया अवयव विलेय माना जाता हैं|

विलयनों के प्रकार (Types of Solutions)

A. अवयवों के संख्या के आधार पर (Based on the number of conponcents)

(i) द्विअंगी विलयन (Binary solution):- दो अवयवों से मिलकर बना विलयन द्विअंगी विलयन कहलाता हैं |

पानी + चीनी = शर्बत
(A) (B) (AB)

(ii)त्रिअंगी विलयन (Ternary solution) :-
तीन अवयवों से मिलकर बना अवयव त्रिअंगी विलयन कहलाता हैं|

पानी + चीनी + नमक = विलयन
(A) (B) (C) (ABC)

(iii) चतु:अंगी विलयन(Qudrternary Solution):- चार अवयवों से मिलकर बना विलयन चतु: अंगी विलयन कहलाता हैं|

(A) + (B) + (C) + (D)→ (ABCD)

(iv)बहुअंगी विलयन (Polynary Solution): - चार से अधिक अवयवों से मिलकर बना विलयन बहुअंगी विलयन कहलाता हैं |

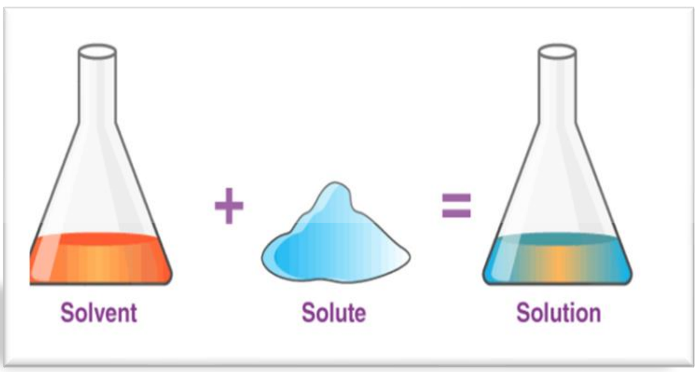
(A) + (B) + (C) + (D) + (E) +.. = ABCDE..

B. विलायक के प्रकृति के आधार पर (Based on the Nature of solvent)

(i) जलीय विलयन (Aqueous solution): - वह विलयन जिसका विलायक जल के रूप में हो, उसे जलीय विलयन कहते हैं |

जैसे :- (i) 10g नमक + 100ml water

(ii) 10g चिनी + 5g नमक +100ml पानी



(ii) अजलीय विलयन (Non Aqueous solution):- वह विलयन जिसका विलायक जल के रूप में नही हो, उसे अजलीय विलयन कहते हैं |

C. सांद्रण के आधार पर (Based on concentration)

(i) सांद्र विलयन (Concentrated solutions)

(ii) तनु विलयन (Dilute solution)

⇨ सांद्र विलयन :- वह विलयन जिसमें विलेय की सांद्रता 0.1 m से अधिक हो, उसे सांद्र विलयन कहते हैं |

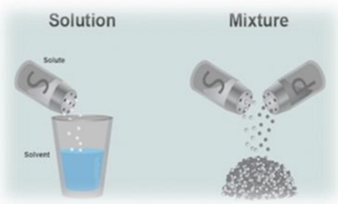
⇨ तनु विलयन :- वह विलयन जिसमें विलेय की सांद्रता 0.1 मोल

D. विलायक के भौतिक अवस्था के आधार पर (Based on the Physical State of Solvent)

Sl.	प्रकार	विलेय	विलायक	उदाहरण
01.	गैसीय विलयन	गैस	गैस	O_2 in N_2
		द्रव	गैस	CHU_3in N_2
		ठोस	गैस	Camphor in N_2
02.	द्रव विलयन	गैस	द्रव	o_2 in water
		द्रव	द्रव	Ethanal in water
		ठोस	द्रव	Gluten in water
03.	ठोस विलयन	गैस	ठोस	H_2 *in pd*
		द्रव	ठोस	Hg-Na amalgum
		ठोस	ठोस	Cu in Au

विलयन की सांद्रता व्यक्त करने की विधियाँ (Expressing concentration of solution)

❖ सांद्रता पद (concentration terms):- एक विलयन में विलेय तथा विलायक की मात्राओं में परस्पर संबंध से बने पद सांद्रता पद कहलाते हैं|



01. द्रव्यमान प्रतिशत (Mass percentage ω/ω):- किसी विलयन के 100g में उपस्थित विलेय के द्रव्यमान (ग्राम में) को उसका द्रव्यमान प्रतिशत कहा जाता हैं |

विलयन (विलेय A, विलायक B)

(विलेय)

A का द्रव्यमान = MA

(विलायक)

B का द्रव्यमान = MB

∴ विलयन का द्रव्यमान = MA+MB

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

$$\%\ \omega/\omega = \frac{MA}{MA+MB} \times 100$$

❖ आयतन प्रतिशत (%v/v):- किसी विलयन के 100ml में उपस्थित विलेय (mlमें) की संख्या को उसकी आयतन प्रतिशत कहते हैं |

माना कि विलेय A के आयतन VA तथा विलेय B के आयतन VB हैं |

$$\therefore \text{आयतन प्रतिशत} (\%v/v) = \frac{\text{विलेय का आयतन}}{\text{विलायक का आयतन}} \times 100$$

$$\%v/v = \frac{VA}{VA+VB} \times 100$$

❖ द्रव्यमान-आयतन प्रतिशत (Weight volume Percentage % ωv):- किसी विलयन के 100ml में घुले हुए विलेय के द्रव्यमान (gram में) को उसका द्रव्यमान-आयतन प्रतिशत (ω/v%) कहा जाता हैं |

माना की विलेय का द्रव्यमान ωAतथा विलयन का आयतन V हैं, तो

$$\text{द्रव्यमान-आयतन प्रतिशत} (\omega/v\%) = \frac{\text{विलेय का द्रव्यमान}}{\text{विलयन का आयतन}} \times 100$$

$$\omega/v\ \% = \frac{\omega A}{V} 100$$

जैसे :-

(i) 10% ω/v Glucose → 10g Glucose 100ml जल में घुला हुआ हैं|

(ii) 0.6% ω/v Nacl→ 0.6g Nacl 100ml जल में घुला हुआ हैं|

(iii) 0.5% ω/v Alcohol → 0.5g Alcohol 100ml जल में घुला हुआ हैं|

Note: -

10% ω/ω → 10g विलेय 100gm विलयन में उपस्थित हैं|

10% v/v → 10ml विलेय 100gm विलयन में उपस्थित हैं|

10% ω/v → 10gm विलेय 100gm विलयन में उपस्थित हैं|

❖ मोल प्रभाज/मोल अंश (Mole Fraction) :- विलयन में विलेय या विलायक के मोलों की संख्या तथा विलयन में उपस्थित कुल मोलों के संख्या के अनुपात को क्रमशः विलेय या विलायक का मोल प्रभाज कहा जाता हैं|

❖ इसे मोल अंश के नाम से भी जानते हैं|

❖ इसे x द्वारा प्रदर्शित किया जाता हैं|

माना कि विलयन में,

विलेय के मोलों की संख्या = n_A

विलायक के मोलों की संख्या = nB

∴ विलयन के मोलों की संख्या = विलेय के मोलों की संख्या + विलायक के मोलों की संख्या = n_A+n_B

विलेय (A) के मोल प्रभाज × A = $\frac{n_A}{n_A+n_B}$

विलायक (B) के मोल प्रभाज × B = $\frac{n_B}{n_A+n_B}$

Note: - विलयन के सभी अवयवों के मोल अंश का योग सदैव 01 होती हैं |

$$XA + XB = \frac{n_A}{n_A+n_B} + \frac{n_B}{n_A+n_B}$$
$$= \frac{n_A+n_B}{n_A+n_B}$$
$$= 01$$

Note: - जिसका मोल अंश ज्यादा हैं उसका मात्रा भी अधिक होती हैं|

मोल अंश ↑→ अवयव ↑

❖ मोलरता (Molarity):- प्रति लीटर विलयन में घुले हुए विलेय के मोलों की संख्या मोलरता कहलाती हैं| इसे M से सूचित किया जाता हैं|

❖ ताप में परिवर्तन होने से मोलरता में भी परिवर्तन आ जाता हैं|

मोलरता (Molarity) = $\frac{\text{विलेय के मोल}}{\text{विलयन का आयतन}}$

$= \frac{\text{विलेय के मोल}}{\text{विलयन का आयतन (ml)}} \times 1000$

$= \frac{\text{विलेय के भार} \times 1000}{\text{विलेय के अणुभार} \times \text{विलयन के आयतन}}$

$\therefore M = \frac{\omega A \times 1000}{MA \times V\ (ml)}$

(A→ विलेय)

Note: - मोलरता का SF मात्रक मोल लीटर $^{-1}$ होता हैं|

❖ मोलरता (Molality):- 1kg विलायक में घुले हुए विलेय की मोलों की संख्या मोलरता कहलाती हैं| इसे m से सूचित किया जाता हैं|

❖ यह ताप द्वारा प्रभावित नही होती हैं|

मोललता (Molality) = $\frac{\text{विलेय के मोल}}{\text{विलायक का द्रव्यमान (1kg)}}$

$= \frac{\text{विलेय के भार} \times 1000}{\text{विलेय के अणुभार} \times \text{विलायक का द्रव्यमान}}$

$\therefore m = \frac{\omega_A \times 1000}{m_A \times \omega_B\ (gm)}$

A → विलेय
B → विलायक

Note: - मोललता की SI मात्रक mol kg $^{-1}$ होता हैं|

❖ पार्ट प्रति मिलियन (Parts ppm per million):-किसी विलयन के 10^6 (1 मिलियन = 10 लाख) अंगों में उपस्थित विलेय की मात्रा को पार्ट प्रति मिलियन कहा जाता हैं|

माना की विलेय A हैं, तथा विलायक b हैं |

$\therefore$ ppm (पार्ट प्रति मिलियन) = $\frac{\text{विलेय का द्रव्यमान}}{\text{विलयन का द्रव्यमान}} \times 10^6$

$ppm = \frac{m_A}{m_A+m_B} \times 10^6$

❖ इसमें बहुत ही कम मात्रा में विलेय घुली हुई होती हैं |

जैसे :- NO → 10ppm वायु:- वायु के 10^6 ml में NO की 10ml मात्रा उपस्थित हैं|

❖ इस विधि द्वारा अत्यंत तनु विलयनों की सांद्रता ज्ञात की जाती हैं|

जैसे :- जल की कठोरता, जल में u29 वायु प्रदूशन, आदि

❖ नार्मलता (Normality):- किसी विलेय की ग्राम तुल्यांक में वह संख्या जो 1 लीटर विलयन में उपस्थित हैं, उसे नार्मलता कहते हैं |

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

$N = \frac{\text{विलेय का द्रव्यमान}}{\text{विलेय का ग्राम तुल्यांक द्रव्यमान}} \times$ विलयन का आयतन (L)

❖ नार्मलता को N से सूचित किया जाता हैं |

❖ नार्मलता का मात्रक gL^{-1} होता हैं|

❖ नार्मलता ताप द्वारा प्रभावित होता हैं |

ग्राम तुल्यांक द्रव्यमान = $\frac{\text{अणुभार}}{x\text{–factor}}$

X – factor: - + ve /- ve charge

H_2SO_4 का x – factor = 2

H_2SO_4 का ग्राम तुल्यांक द्रव्यमान = $\frac{\text{अणुभार}}{x\text{–factor}}$

$= \frac{98}{2}$

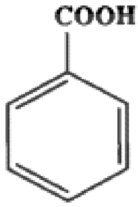
$= 49$

❖ फॉर्मलता (Formality) :- एक लीटर विलयन में घुले विलेय पदार्थ के ग्राम सूत्र भागों की संख्या उस विलयन की फॉर्मलता कहलाती हैं |

❖ इसे F से सूचित किया जाता हैं|

$$\text{फॉर्मलता} = \frac{\text{विलेय का ग्राम सूत्र भारों की संख्या}}{\text{विलयन का आयतन (लीटर में)}}$$

$$= \frac{\text{विलेय का द्रव्यमान}}{\text{विलेय का सूत्र} \times \text{विलयन का आयतन (L+में)}}$$



Benzoic acid

❖ यदि अणुभार एवं सूत्र भार समान हो तो फॉर्मलता तथा मोलरता दोनों का मान समान होगा |

❖ कुछ विलेय विलायक में घोले जाते हैं, तो उनका बहुलीकरण हो जाता हैं| जिसके पश्चात् उनका अणु

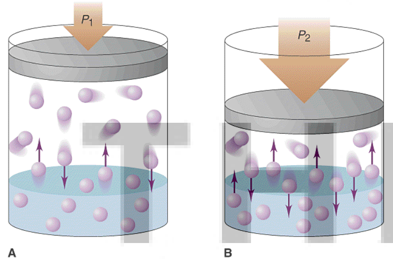
❖ द्वितीयाणु बन जाता हैं| इस स्थिति में सूत्रभार अणुभार के दुगुना या तीन गुणा हो जाता हैं|

विलेयता (Solubility):- एक निश्चत ताप पर 100g विलायक में घुले हुए विलेय के अधिकतम मात्रा, विलेयता कहलाती हैं|

मात्रक → gm प्रति 100gm विलायक

❖ विलेयता (Solubility):- एक निश्चत ताप पर 1 लीटर विलयन में घुलने वाली विलेय की मोल में संख्या विलेयता कहलाती हैं |

मात्रक – mole प्रति लीटर विलयन



❖ ठोसों की द्रव में विलेयता (Solubility of solids in liquid):- सभी ठोस पदार्थ सभी द्रव में विलेय नही होता हैं| अतः सभी ठोस पदार्थ विलेय तथा सभी द्रव विलायक नही होता हैं| यदि विलेय तथा विलायक के बंधन प्रकृति समान हो तो ये घुल जाते हैं|

"समान-समान में घुलते हैं" (Like dissolves like)

❖ ध्रुवीय विलेय ध्रुवीय विलायक में घुलते हैं जबकि अध्रुवीय विलेय अध्रुवीय विलायक में घुलते हैं |

❖ विलीनीकरण (dissolution):- वह प्रक्रिया जिसमें ठोस विलेय को द्रव में डाला जाता हैं जिससे विलयन की सांद्रता में वृद्धि हो जाती हैं, जिसे विलीनीकरण कहते हैं|

❖ क्रिस्टलीकरण (Crystallisation):- वह प्रक्रिया जिसमें विलयन से ठोस कण प्रयक हो जाते हैं, उसे क्रिस्टलीकरण कहते हैं|

$$\text{ठोस विलेय} + \text{द्रव विलायक} \underset{\text{क्रिस्टलीकरण}}{\overset{\text{विलीनीकरण}}{\rightleftharpoons}} \text{विलयन}$$

❖ ठोस विलेय की विलेयता के आधार पर विलयन तीन प्रकार के होते हैं|

(i) संतृप्र विलयन (Saturated Solution)

(ii)अतिसंतृप्र विलयन(Super saturated Solution)

(iii) असंतृप्र विलयन (Unsaturated solution)

❖ संतृप्र विलयन (Saturated Solution):- वह विलयन जिसमें एक निश्चित ताप एवं दाब पर विलेय के और अधिक मात्रा को नही घुलाई जा सकती हैं, उसे संतृप्र विलयन (Saturated Solution) कहते हैं|

❖ अतिसंतृप्र विलयन(Super saturated Solution):- वह विलयन जिसमें ताप वृद्धि होने पर भी विलेय की और अधिक मात्रा में नही घुलाई जा सकती हैं, उसे अतिसंतृप्र विलयन (Super saturated Solution) कहते हैं |

❖ असंतृप्र विलयन (Unsaturated solution):- वह विलयन जिसमें एक निश्चित ताप एवं दाब पर और अधिक मात्रा में विलेय को घोला जा सकता हैं, उसे असंतृप्र विलयन (Unsaturated solution) कहते हैं|

ठोस की द्रव में विलेयता को प्रभावित करने वाला कारक

1. विलेय तथा विलायक की प्रकृति :- Like dissolves like concept के अनुसार विलेय तथा विलायक की प्रकृति समान होने पर ये सुगमतापूर्वक घुल जाते हैं|

- ध्रुवीय विलेय, ध्रुवीय विलायक में घुलता हैं |
- अध्रुवीय विलेय, अध्रुवीय विलायक में घुलता हैं |

Note: - जब ठोस विलेय तथा द्रव विलायक में H-bond हो तो ठोस असानी से घुलनशील होते हैं,

2. ताप का प्रभाव (effect of perperatune)

❖ ला – शातालिए सिद्धांत (Le chatlier's principle):- साम्यावस्था पर अभिक्रिया हमेशा हमारे द्वारा किये गये परिवर्तन का विरोध करती हैं

या

❖ अभिक्रिया हमेशा उस दिशा में जायेगी जहाँ हमारे द्वारा किये गये परिवर्तन को उलट सके |

01. ठोस + द्रव ⇋ विलयन + ऊष्मा ↑

ऊष्माक्षेपी अभिक्रिया

Exothermic Reaction

CASE I:

तापमान↑→ अभिक्रिया तापमान को कम करना चाहेगी| → Reaction backward (पश्च अभिक्रिया) → विलेयता कम हो जाएगी|

CASE II:

तापमान ↑→ अभिक्रिया तापमान को बढ़ाना चाहेगी| → forward Reaction (अग्र अभिक्रिया) → विलेयता बढ़ जाएग

02. ठोस + द्रव + ऊष्मा ⇌ विलयन

ऊष्माशोषी अभिक्रिया Endothermic Reaction

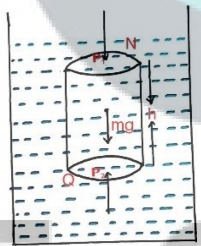
CASE I:

तापमान ↑→ अभिक्रिया तापमान को कम करना चाहेगी| → forward Reaction (अग्र अभिक्रिया) →विलेयता

CASE II :

तापमान ↓→अभिक्रिया तापमान को बढ़ाना चाहेगी| → forward Reaction (पश्च अभिक्रिया) →विलेयता

03. दाब का प्रभाव (Effect of pressure):- ठोसों के द्रव में विलेयता पर दाब का कोई सार्थक प्रभाव नही पड़ता हैं क्योंकि ठोस और द्रव दोनों ही असंपडीय होते हैं|



❖ **गैसों की द्रव में विलेयता (Solubility of gas in a Liquid) :-**

गैसों की द्रवों में विलेयता को प्रभावित करने वाले कारक :-

(i) गैस की प्रकृति (Nature of gas)

(ii) विलायक (द्रव) की प्रकृति (Nature of Solvent)

(iii) ताप का प्रभाव (Effect of Temperature)

(iv) दाब का प्रभाव (Effect of Pressure)

❖ गैस की प्रकृति (Nature of gas):- जो गैस विलायक से क्रिया करके यौगिक बनाती हैं या आयनीकृत होतें हैं वह गैस अधिक द्रव में विलेय होते हैं|

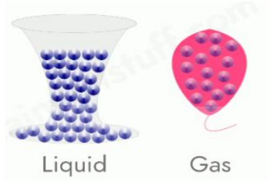
1. $NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4OH \rightarrow NH_4^+ + OH^-$

Gas Liquid

2. $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3 \rightarrow HCO_3^- + H^+$

Gas Liquid

(b) जो गैस विलायक से क्रिया कर यौगिक नही बनाती हैं वे कम घुलनशील होती हैं|



जैसे:- O_2, H_2, N_2

(c) जिस गैस की रासायनिक संरचना जल के रासायनिक संरचना के समान होते हैं, वे गैस जल में अधिक घुलनशील होते हैं|

जैसे :- H_2S

(d) जिस गैस का अवशोषण गुणांक अधिक होता हैं वह ज्यादा घुलनशील होती हैं|

2. विलायक (द्रव) की प्रकृति (Nature of solvent):-

"समान – समान को घोलता हैं" NH_3, HCL जैसे गैस जल में अधिक घुलनशील हैं परंतु कार्बनिक विलायक/ यौगिक में कम घुलनशील हैं|

3. तापमान का प्रभाव (Effect of Temperature):- गैसों का, द्रव में विलेयता सदैव ऊष्माक्षेपी होती हैं|

तापमान ↑→अभिक्रिया तापमान को कम करना चाहेगी| → Backward Process → विलेयता ↓

तापमान ↓→ **अभिक्रिया तापमान को बढ़ाना चाहेगी|** → Forward Process → विलेयता ↑

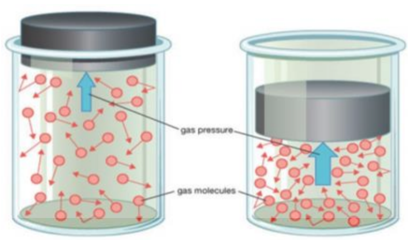
Note: - कम तापमान पर गैस की विलेयता द्रव में ज्यादा होती हैं |

❖ दाब का प्रभाव (Effect of Pressure):- गैसों की द्रव में विलेयता पर दाब के प्रभाव को हेनरी के नियम द्वारा व्यवस्था किया जाता हैं|

हेनरी ने 1805 में प्रयोगिक अध्ययन के अधार पर एक निश्चित ताप पर गैसों की द्रव में विलेयता पर दाब के प्रभाव के संबंध में एक नियम का प्रतिपादन किया जिसे हेनरी के नियम कहते हैं| इस नियम के अनुशार,

एक निश्चित ताप पर, द्रव विलयन में गैस का मोल प्रभाज उसके दाब के समानुपाती होता हैं|

Note: - द्रव के शतह पर गैस का दाब जितना अधिक होगा, वह गैस द्रव में उतना ही अधिक विलेय होगा|



- ❖ विभिन्न गैस के लिये K_H का मान भिन्न-भिन्न होता हैं|
- ❖ K_H का मान गैस की प्रकृति पर निर्भर करता हैं|
- ❖ K_H का मान जितना अधिक होगा, गैसों की विलेयता उतना कम होगा|

  $\therefore$ Solubility of Gas $\times \frac{1}{K_H}$

❖ हेनरी के नियम की परिसीमाएँ:- यह नियम मुख्यतः आदर्श गैस के लिये लागु होता हैं जब

(i) ताप और दाब न बहुत अधिक और न बहुत कम हो |

(ii) गैस की विलायक में विलेयता कम हो|

(iii) गैस की विलायक के साथ कोई रासायनिक अभिक्रिया नही होती यह नियम SO_2, NH_3, HCL, आदि गैसों के साथ लागु नही होता हैं |

(iv) द्रव में घुलकर गैस का संयोजन या वियोजन नही होता हो|

❖ हेनरी के नियम के अनुप्रयोग(Application of Henry's law)

(i) सोडा जल एवं शीतल पेयों में co_2 की विलेयता बढ़ाने के लिये बोतल को अधिक दाब पर बंद किया जाता हैं |

(ii) गोताखोरों के ऑक्सीजन सिलेंडर में ऑक्सीजन के आंशिक दाब की कमी होने पर उनके ऑक्सीजन सिलेंडर में ऑक्सीजन और हीलियम को मिश्रित कर वदों तक पहुँचाया जाता हैं

ऑक्सीजन यंत्र में 11.y% He, 56.2%N तथा 31.2% ऑक्सीजन रहता हैं |

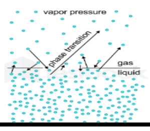
(iii) अधिक ऊंचाई वाली जगहों पर ऑक्सीजन का आंशिक दाब स्तही स्थानों से कम होता हैं अतः इन जगहों पर रहने वाले लोगों एवं आरहकों रुधिर और उत्तको में o_2 की सांद्रता निम्न हो जाती हैं, इसके कारण आरोहक कमजोर हो जाते हैं और स्पष्ट रूप से सोच नही पाते हैं| इन लक्षणों को ऐनॉक्सिया कहते हैं|

द्रव का द्रव में विलयन : राऊट का नियम (Solution of Liquidinliguids rault's low)

❖ साम्यावस्था (state of equilibrium):- वह अवस्था जिसमे एक निश्चित ताप पर वाष्पन एवं संघनन का वेग समान हो जाती हैं उसे साम्यावस्था कहा जाता हैं|

द्रव $\rightleftharpoons$ वाष्प

❖ वाष्प दाब (Vapour pressure):- साम्यावस्था में वाष्पित अणुओं से दीवार पर प्रहार से उत्पन्न दाब, वाष्पदाब कहलाते हैं|



❖ एक निश्चित ताप पर साम्यावस्था में वाष्पित द्रव के अणुओं से द्रव के शतह पर प्रहार करने से उत्पन्न दाब वाष्पदाब कहलाते हैं|

❖ राउल्ट नियम (Raults law)

❖ फ्रेंच रसायनज्ञ फ्रेंसियस मार्ट राउल्ट (1986) ने वाष्पशील द्रव से बने कई द्विअंगी विलयनों के वाष्प दाब की माप कर एक नियम का प्रतिपादन किया, जिसे राउल्ट का नियम कहते हैं| इस नियम के अनुशार –

वाष्पशील द्रवों के विलयन में प्रत्येक अवयव का आंशिक दाब विलयन में उसकें मोल अंश के समानुपाती होता हैं|

❖ डॉल्टस के आंशिक दाब के नियमानुशार,

पात्र में विलयन अवस्था का कुल दाब (P total) विलयनो के आंशिक दाब के योग के समान होता हैं इसलिए –

$P_{total} = P_1 + P_2$

$= P_1^0 \times x_1 + P_2^0 \times x_2$

$= P_1^0(1 - x_2) + P_2^0 x_2$ (समीकरण (i) और (ii) से)

$= P_1^0 - P_1^0 x_2 + P_2^0 x_2$

$= P_1^0 + P_2^0 x_2 - P_1^0 x_2$

$= P_1^0 + x_2(P_2^0 - P_1^0)$

$x_1 + x_2 = 1$
$\therefore x_1 = 1 - x_2$

❖ आदर्श एवं अनादर्श विलयन (Ideal and Non-Ideal solution)

(i) आदर्श विलयन (Ideal solution):- वह विलयन जो सभी ताप एवं सांद्रता पर राउल्ट के नियम का पालन करते हैं, उसे आदर्श विलयन कहा जाता है|

$P_1 = P_1^0 x_1$
$P_2 = P_2^0 x_2$
$P_T = P_1 + P_2$

जैसे:-

(a) n-hexane + n-heptane

(b) Ethyl chloride + ethyl bromide

(c) Benzene +Tolu me

(d) Cl_4 + Silica

(e) chlorobenzene + bromobenzene

(f) ethyl chloride + ethyl bromide

THE GUIDE ACADEMIC

❖ आदर्श विलयन की विशेषताएँ (Features of Ideal solution)

(a) यह सभी ताप व सांद्रन पर राउल्ट के नियम का पालन करते हैं|

(b) इनके अवयवों को मिश्रित करने पर आयतन में कोई परिवर्तन नही होता हैं| अर्थात $\triangle$ min V= 0

(c) इनके अवयवों को मिश्रित करने पर एंथेल्पी में कोई परिवर्तन नही होता हैं| अर्थात $\triangle$ min H = 0

(d) दो द्रव A और B के आदर्श विलयन में A और B अणुओं के मध्य आकर्षण बल वही होता हैं जो A - A और B - B अणुओं के मध्य होता हैं|

∴ A ...B = A.....A = B.....B

(e) इनके अवयवों की संरचना में समानता होती हैं| अर्थात विलेय तथा विलायक के आकार और ध्रुवण लगभग समान होता हैं|

(i) अनादर्श विलयन (Non-Ideal solution):- वे विलयन जो सभी सांद्रण पर राउल्ट के नियम का पालन नही करता हो, उसे अनादर्श विलयन कहते हैं|

जैसे:- (a) Ethanol + Acetone

(b) Ethanol + water

(c) Acetone + Benzene

(d) Chloroforms + benzene

$P_1 \neq P_1{}^0 x_1$

$P_2 \neq P_2{}^0 x_2$

$P_T \neq P_1 + P_2$

❖ अनादर्श विलयन की विशेषताएँ (Features of Non-deal solution)

(a) इनके अवयव अवयव राउल्ट के नियम के पालन नही करते हैं|

∴ $P_1 \neq P_1{}^0 x_1$, $P_2 \neq P_2{}^0 \times x_2$

(b) दोनों द्रवों को परस्पर मिश्रित करने पर ऊष्मा परिवर्तन **होता हैं|**

∴ $\triangle$ **mix H ≠ 0, अर्थात $\triangle$ mix H = +ve या – ve**

(c) विलयन का आयतन अवयवी द्रवों के आयतनों के योगफल से कम या अधिक हो सकते हैं|

∴ $\triangle$ **mix H ≠ 0, अर्थात $\triangle$ mix V = +ve या – ve**

25ml chloroform + 25ml acetone = 49.8ml विलयन

∴ $\triangle$ **mix V ≠ 0, और $\triangle$ mix H ≠ 0**

(d) इनके अवयवों की संरचना एवं प्रकृति समान नही होती हैं|

∴ A ...B ≠ A.....A ≠ B......B

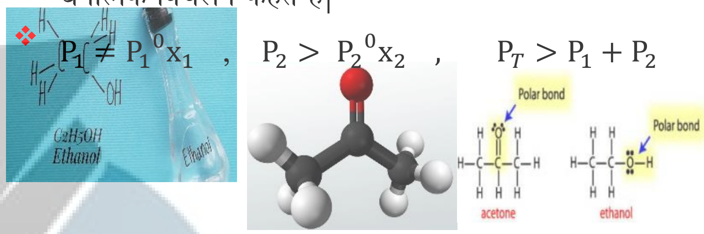
❖ राउल्ट नियम से विलयन के आधार पर अनादर्श विलयन के प्रकार

(i) धनात्मक विचलन (Positive deviation)

(ii) ऋणात्मक विचलन (Negative deviation)

❖ धनात्मक विचलन:- वह अनादर्श विलयन जिसका वाष्प दाब राउल्ट के अनुमानिक वाष्प दाब से अधिक होता हैं, उसे धनात्मक विचलन कहते हैं|

$P_1 \neq P_1{}^0 x_1$, $P_2 > P_2{}^0 x_2$, $P_T > P_1 + P_2$



❖ जैसे:- Ethanol + Acetone (b) Acetone + cls_2 + cltelo (c) ocl_4 (d) Acetone + Benzene ()$ccl_4 + benzene$

❖ धनात्मक विचलन की विशेषताएँ

(a) $P_1 > P_1{}^0 x_1$ और $P_2 > P_2{}^0 x_2$

(b) A और B अवयवों के बीच कार्यशील बल (A-B), (A-B) और (B-B) बलों से कम होता हैं|

∴ A – B < A – A या B – B

(c) दोनों अवयवों के मिश्रण कि प्रक्रिया ऊष्माक्षेपी होता हैं|

$\triangle$ **mix H = +ve (धनात्मक)**

(d) मिश्रण का आयतन दोनों अवयवों के योग से अधिक होता हैं |

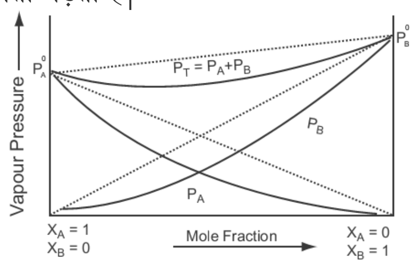
$\triangle$ **mix V = +ve (धनात्मक)**

(e) ताप बढानें पर विलेयता बढ़ती हैं|

$P_1 > P_1{}^0 x_1$

$P_2 > P_2{}^0 x_2$

$P_T > P_1 + P_2$



❖ ऋणात्मक विचलन :- वह अनादर्श विलयन जिसका वाष्प दाब राउल्ट के अनुमानित वाष्प दाब से कम होता हैं, उसे ऋणात्मक विचलन कहते हैं |

$P_1 < P_1{}^0 x_4, P_2 < P_2{}^0 x_2 , P_T < P_1 + P_2$

जैसे :- (a) *Acetic + Pyridine* (b) *chloroform* + Acetone + chloroform + benzene (d) HCL + H_2o (e) $HNO_3 + H_2O$ (f) chloroform + diethyl ether

❖ ऋणात्मक विचलन की विशेषताएँ

(a) $P_1 < P_1^0 x_1$ $P_2 < P_2^0 x_2$ $P_T < P_1 + P_2$

(b) A – B अन्योंन्य क्रिया > A – A और B – B अन्योंन्य क्रिया|

(c) दोनों अवयवों के मिश्रण की प्रक्रिया ऊष्माशोषी होती हैं|

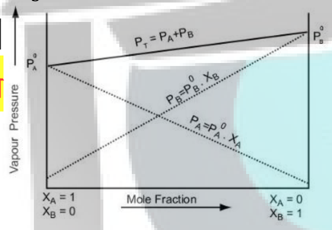
$\triangle$ mix H = –ve (ऋणात्मक)

(d) मिश्रणों का आयतन दोनों अवयवों के आयतन के योग से कम होता हैं,

$\triangle$ mix H = –ve (ऋणात्मक)

25ml $CHCL_3$ + 25ml $CH_3 - CO - CH_3 - 49.8ml$ मिलयन

(e) ताप घटाने पर विलेयता घटती हैं|



Vapour Pressure Diagram for Ideal Solution

❖ राउल्ट व हेनरी के नियम में संबंध

राउल्ट के नियमानुशार

$P_1 = P_1^0 \times x_1$

हेनरी के नियमानुशार

$P = K_H \times x$

❖ यदि P_1^0 तथा KH का मान समान हो तो ऐसी स्थिति में दोनों नियम समान होंगे|

स्थिरक्वाथी मिश्रण (Azeotropic Monture)

❖ क्वथनांक (Boiling) :- वह ताप जिसपर कोई द्रव गैस में परिवर्तित हो जाती हो, उसे क्वथनांक कहा जाता हैं|

❖ वह तापमान जिसपर द्रव का वाष्प दाब वायुमंडलीय दाब के समान हो जाती हैं, तो, उसे क्वथनांक कहते हैं|

❖ जितना द्रव का वाष्पदाब कम होगा उसे उतना ही अधक तापमान चाहिए होगा, ताकि उसका वाष्पदाब बढ़कर वायुमंडलीय दाब के बराबर हो सके

❖ स्थिरक्वाथी मिश्रण (Azeotropic Mixture):- वे मिश्रण जिनका द्रव व वाष्प प्रावस्था में संघटन समान होता हैं और सभी अवयव एक साथ एक निश्चित ताप पर उबलते हैं, स्थिरक्वाथी मिश्रण कहलाते हैं|

Note: - स्थिरक्वाथी मिश्रण के अवयवों को आंशिक आसवन (fractional distillation) द्वारा अलग - अलग नही किया जा सकता हैं|

Azeotropes ⟶ Azeotropes
(in solutions phase) (in vapour phase)
Composition= x% + y% composition= x%+y%
= A + B = A + B

प्रकृति के आधार पर स्थिरक्वाथी मिश्रण दो प्रकार के होते हैं:-

(i) न्यूतम स्थिरक्वाथी मिश्रण
(Maximum boiling Azeotropes mixture)
(ii) अधिकतम स्थिरक्वाथी मिश्रण
(Maximum boiling Azeotropes Mixture)

❖ न्यूनतम स्थिरक्वाथी मिश्रण :- ऐसे स्थिरक्वाथी जिसमें विलयन क्वथनांक अवयवों के क्वथनांक निम्न हो न्यूनतम स्थिरक्वाथी मिश्रण कहलाते हैं|

❖ जो विलयन राउल्ट के नियम से धनात्मक विचलन दर्शाते हैं, उसे न्यूनतम स्थिरक्वाथी मिश्रण कहा जाता हैं|

❖ अधिकतम स्थिरक्वाथी मिश्रण :- ऐसे स्थिरक्वाथी जिसमें विलयन का क्वथनांक आयवों के क्वथनांक से अधिक हो, उसे अधिकतम स्थिरक्वाथी मिश्रण कहते हैं|

❖ जो विलयन राउल्ट के नियम से ऋणात्मक विचलन दर्शाते हैं, उसे अधिकतम स्थिरक्वाथी मिश्रण कहते हैं|

Note: - वाष्पदाब ⟶ ↑ क्वथनांक ↓ ∴ वाष्प $\times \frac{1}{\text{क्वथनांक}}$

❖ अणुसंख्य गुणधर्म (Colligative properties) :- वह गुण जो विलयन में उपस्थित विलेय के कणों की संख्या पर निर्भर करते हैं, न कि कणों के आकार या रासायनिक प्रकृति पर, अणुसंख्य गुणधर्म कहलाते हैं|

Note: - Colligative एक लैटिन शब्द हैं जो co + ligare से बना हुआ हैं इसका अर्थ together + to bind हैं अर्थात संयुक्त'

अणुसंख्य गुणधर्म चार प्रकार के होते:-

(i)वाष्प दाब का अवनमन
(Lowering of Vapour Pressure)
(ii) क्वथनांक का उन्नयन (elevation of tuiling point)
(iii) हिमांक का अवनमन (depression of frreering point)

(iv) परासरण दाब

(Osmotic Pressure) Basic concept for Revision

❖ साम्य वाष्पदाब (Vapour Pressure of Equilibrium):-साम्यावस्था पर वाष्प द्वारा द्रव की शतह पर आरोपित

❖ वाष्पदाब के अवनमन:- जब शुद्ध वाष्पशील द्रव विलायक में ठोस अवाष्पशील विलेय को मिलाया जाता हैं, तो विलयन का वाष्प दाब (P_T) शुद्ध विलायक के वाष्पदाब ($P1^0$) से कम हो जाता हैं, जिसे वाष्प दाब का अवनमन कहते हैं| अर्थात ($P_T < P1^0$)

⇨ कारण (Reason)

❖ सतह पर ठोस अवाष्पशील विलेय के कण आ जाते हैं जिनका वाष्पदाब में कोई योगदान नहीं होती हैं|

❖ $P1^0$= शुद्ध विलायक का वाष्प दाब

❖ P_T = विलयन का वाष्प दाब

❖ विलयन का वाष्पदाब = विलायक का वाष्पदाब + विलेय का वाष्पदाब

❖ $P_T = P_1 + P_2$ [$P_2 = 0$, विलेय अवाष्पशील ठोस हैं]

❖ $P_T = P_1$ [कुल वाष्पदाब केवल विलायक के कारण हैं]

राउल्ट के नियम से,

$P_T = P_1^0 x_1$ समी -(i) { $P_T \times x_1$: विलायक का मोल अंश जितना अधिक होगा, उतना अधिक विलयन का वाष्प दाब होगा| }

अब

$x_1 + x_2 = 1$

$\therefore x_1 = 1 - x_2$ समी -(ii)

समी(ii) का मान समी (i) में रखने पर

$P_T = P_1^0 x_1$

$P_T = P_1^0(1 - x_1)$

$[P_T = P_1^0 - P_1^0 x_2$

$P_1^0 \rightarrow P_T = P_1^0 x_2$

वाष्प दाब के अवनमन

$\triangle P = P_1^0 x_2$ [$\triangle P\uparrow \times x_2 \uparrow$]→ विलेय के मात्रा जितना अधिक होगा वाष्प दाब उतना ही कम होगा|

$\frac{\Delta P}{P_1^0} = X_2$ [$\frac{\Delta P}{P_1^0}$ = वाष्प दाब का आपेक्षिक अवनमन]

$\frac{\Delta P}{P_1^0} = \frac{n_2}{n_1+n_2}$ [n_1 = विलायक के मोल n_2 = विलेय के मोल]

$\frac{\Delta P}{P_1^0} = \frac{n_2}{n_1}$ [$n_1 \gg\gg n_2$, अतः n_2 को नगण्य माना जा सकता हैं]

$\triangle P$ = वाष्प दाब में अवनमन

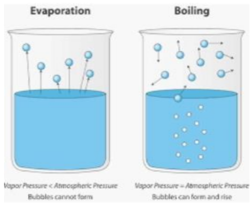
P_1^0 = शुद्ध विलायक का वाष्प दाब

n_1 = विलायक के मोल

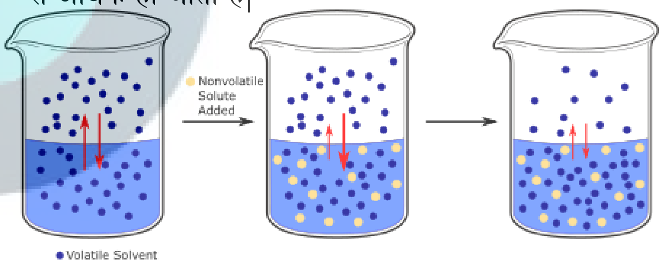
n_2 = विलेय के मोल

❖ क्वथनांक का उन्नयन (elevation of boiling point):- वह ताप जिस पर द्रव गैस में परिवर्तित होने लगती हैं, इसे क्वथनांक कहाँ जाता हैं|

❖ वह ताप जिस पर द्रव का वाष्प दाब बाहय दाब (वायुमंडलीय दाब) के समान हो जाती हैं, उसे क्वथनांक कहां जाता हैं|



❖ जब शुद्ध वाष्पशील विलायक में ठोस अवाष्पशील विलेय को मिलाया जाता हैं तो विलयन के वाष्पदाब में कमी आ जाती हैं, परन्तु क्वथनांक में वृद्धि हो जाती हैं, जिसे क्वथनांक का उन्नय कहाँ जाता हैं अर्थात विलयन का क्वथनांक शुद्ध वाष्पशील विलायक के क्वथनांक से अधिक हो जाता हैं|



Now,

$Tb > Tb^0$

$Tb > Tb^0$

$\therefore \Delta Tb = Tb > Tb^0$

क्वथनांक में उन्नयन

क्वथनांक में वृद्धि × मोललता

$\Delta Tb \times m$

$\Delta Tb = kbm$

जहाँ, kb को क्वथनांक या मोललता उन्नयन स्थिरांक कहाँ जाता हैं|

ΔTb = क्वथनांक उन्नयन = $Tb - Tb^0$

Tb = विलयन का क्वथनांक

Tb^0 = विलायक का क्वथनांक

$\Delta Tb = \frac{\text{विलेय के मोलों की संख्या} \times 1000}{\text{विलायक का भार (gm)}}$

$$\Delta Tb = Kb \times \frac{\text{विलेय के भार} \times 1000}{\text{विलेय के अणुभार} \times \text{विलायक का भार (gm)}}$$

$$\Delta Tb = \frac{kb \times w_2 \times 1000}{m_2 \times w_1}$$

जहाँ Δ Tb = क्वथनांक उन्नयन

w_2 = विलेय का भार

m_2 = विलेय का अणुभार

w_1 = विलायक का (gm) में भार

➪ यदि $w_2 = m_2$ और $w_1 = 1000$ रखा जाए तो, ΔTb = kb अर्थात 1000g विलायक में किसी पदार्थ के एक ग्राम अणु घोलने से क्वथनांक में जो वृद्धि होती हैं, उसे क्वथनांक उन्नयन स्थिरांक (kb) कहाँ जाता हैं|

❖ हिमांक (freezing point):- वह ताप जिसपर द्रव ठोस में परिवर्तित हो जाती हैं, उसे हिमांक बिंदु कहते हैं|

❖ किसी द्रव का हिमांक बिंदु वह ताप हैं जिसपर द्रव एवं ठोस प्रवस्था का वाष्प दाब बराबर हो जाता हैं|

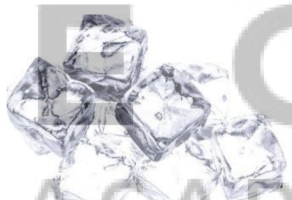
❖ हिमांक में अवनमन (Depression in freezing point):- शुद्ध विलायक में ठोस अवाष्पशील विलेय को मिलाने पर विलयन का वाष्पदाब कम हो जाता हैं अर्थात विलयन के वाष्पदाब को ठोस प्रावस्था के वाष्प दाब के बराबर करना आसान हो जाता हैं अर्थात विलयन के हिमांक में कमी आ जाती हैं, जिसे हिमांक में अवनमन कहते हैं|

$T_F < T_F^\circ$

$\Delta T_F = T_F^\circ - T_F$

$\Delta T_F \times m$ [$\because m$ मोललता

$\Delta T_F = kF \times m$ [kF = हिमांक अवनमन स्थिरांक, मोलल अवनमन स्थिरांक क्रायोस्कोपिक स्थिरांक



$$\Delta T_F \frac{= kf \times \text{विलेय के अणुभार} \times 1000}{\text{विलेय का अणुभार} \times \text{विलायक (gm)}}$$

$$\Delta Tf = \frac{kf \times w_2 \times 1000}{m_2 \times w_1}$$

जहाँ ΔT_F = हिमांक में अवनमन

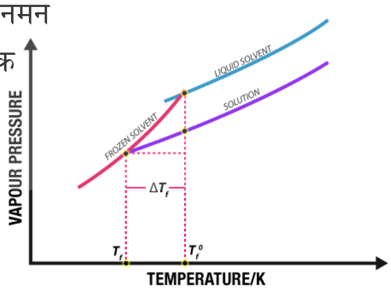
T_F° = शुद्ध विलायक हिमांक

T_F = विलयन का हिमांक

w_1 = विलायक का भार

w_2 = विलेय का भार

m_2 = विलेय का अणुभार



❖ हिमांक अवनमन स्थिरांक:- विलायक के 1000g में किसी पदार्थ का एक मोम घोलने से हिमांक में जो अवनमन होता हैं, उसे हिमांक अवनमन स्थिरांक कहाँ जाता हैं|

❖ Note: - kf का मात्रक k kg mol^{-1} होता हैं|

परासरण एवं परासरण दाब (Osmosis and Osmotic Press):-

झिल्ली के प्रकार (Types of membrane)

(i) अपारगम्य झिल्ली (Non permeable membrane):- वह झिल्ली जिससे न तो विलेय और नही विलायक के अणु प्रवाह हो पाते हैं, उसे अपारगम्य झिल्ली कहते हैं|

(ii) पारगम्य झिल्ली (Permeable membrane):- जिस झिल्ली से विलेय और विलायक दोनों के अणु प्रवाह हो सकते हैं, उसे पारगम्य झिल्ली कहते हैं|

(iii) अर्द्धपारगम्य झिल्ली (Semi-permeable membrane):- वह झिल्ली जिससे विलायक के कण तो प्रवाह हो सकते हैं, परंतु विलेय के कण नहीं इस प्रकार की झिल्ली अर्द्धपारगम्य झिल्ली कहलाते हैं|

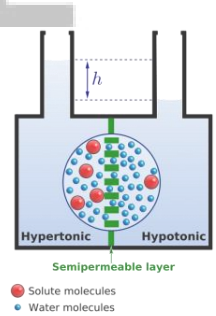
❖ अर्द्धपारगम्य झिल्ली दों प्रकार के होते हैं|

(i) प्राकृतिक spm → जानवरों के अमाशयों से बने झिल्ली, चर्म पात्र cellophane, etc

(ii) कृत्रिम spm → cu II ferrocyanide, Prussian blue, ca-phosphate

Note: - प्राकृतिक spm दुर्बल तथा अशुद्ध होती हैं परंतु कृत्रिम spm प्रबल तथा शुद्ध होती हैं|

❖ परासरण (Osmosis):- तनु विलयन का विलायक spm को पार कर सांद्र विलयन की और प्रवाह होने लगती हैं, जिसे परासरण कहाँ जाता हैं |



❖ परासरण तब तक होती रहती हैं जबतक ये दोनों और समान न हो जाय

❖ परासरण को परासरण दाब से रोका जा सकता हैं|

❖ विलायक अपना कम मात्रा से अधिक मात्रा की और जाता हैं|

❖ पात्र 01 → पात्र 02

THE GUIDE ACADEMIC

परासरण का जैव महत्व (Biological importance of Osmosis):-

(i) लम्बें पौधों में soil से जल Osmosis प्रक्रिया द्वारा ऊपर चढ़ता हैं|

(ii) Blood Plasma में लवण का सांद्रण द्रव्यमान की दृष्टि से 0.9% होता हैं यदि blood cells को शुद्ध जल में रखा जाए तो जल (विलायक) के अणु तीव्रता से cell में प्रवेश करते हैं जिससे cell में लवण सांद्रण फट जाता हैं तथा cells फुल कर फट जाता हैं इस प्रक्रिया को Homolysis कहाँ जाता हैं|

(iii) Blood cells को लवण के जलीय विलयन में रखने पर cells से जल विलयन में प्रसारित होता हैं जिससे वह चिपक जाता हैं|

(iv) किडनी की क्रियाविधि परासरण पर आधारित हैं|

(v) क्रिशामिश को जल में रखने पर परासरण द्वारा वह फुल जाता हैं तथा फुले हुए क्रिशामिश को लवण के घोल में रखने पर वह सिकुड़ जाता हैं|

(vi) जो मनुष्य अधिक नमक या नमकीन भोजन करता हैं उनके शरीर में परासरण के कारण जल अधिक मात्रा में रहता हैं जिससे शरीर में सुजन हो जाता हैं इस अवस्था को इडेमा (edema) कहाँ जाता हैं

कोशिका में जल प्रवाह के आधार पर प्रसारण दो प्रकार के होते हैं:-

(i) fosmosis:- कोशिका के अर्द्धपरागम्य झिल्ली से होकर विलायक का बाहर की ओर स्वत: गमन Exosmosis कहलाता हैं|

जैसे:- Nacl के सांद्र विलयन में अंगूर को रखने पर वह सिकुड़ जाता हैं|

(ii) Endosmosis:- spm से होकर विलायक (जल) का बाहर से cell के अन्दर गमन Endosmosis कहलाती हैं|

जैसे:- किसमिस को जल में रखने पर वह फुल जाता हैं|

- **परासरणी दाब (Osmotic pressure):-** विलयन पर आरोपित वह बाह्य दाब जिसके कारण विलयन का वाष्पदाब बढ़कर विलायक के वाष्प दाब बराबर हो जाती हैं, विलयन का परासारणी दाब कहलाता हैं|

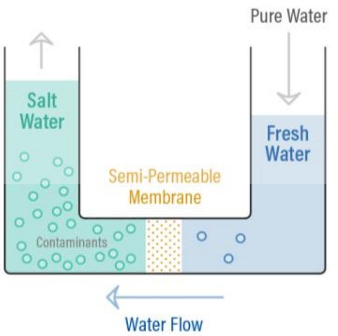
इसे π से सूचित किया जाता हैं|

$\pi \times c$ -समी (i) [$\because c =$ सांद्रता]

$\pi \times T$ -समी (ii) [$\because T =$ ताप]

समी (i) और (ii) से,

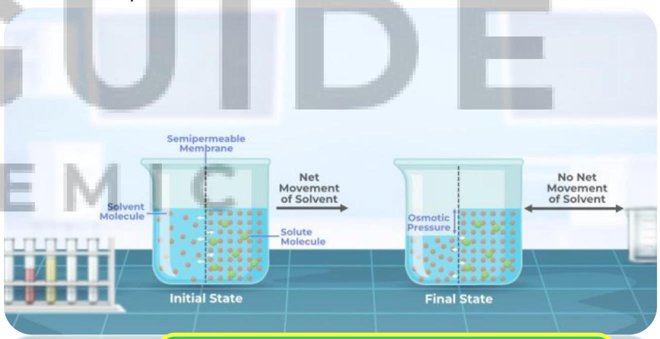
$\pi \times CT$



$\pi = CRT$[जहाँ R एक नियतांक हैं]

Note:- विलयन और विलायक के वाष्प दाब का अंतर परासरणी दाब कहलाता हैं|

- **Retrunce solution: -** किसी मानक तनु विलयन परासरण दाब ज्ञात हो तो उसे refrence विलयन कहाँ जाता हैं|
- **आइसेटोनिक विलयन (Isotonic solution):-** एक निश्चित ताप पर जल दो विलयन का परासारणी दाब समान हो जाए तो उसे आइसोटोनिक विलयन कहा जाता हैं|
- **हाइपोटोनिक विलयन (Hypotonic solution):-** वह विलयन जिसका परासरणी दाब ज्ञात विलयन के परासरणी दाब से कम हो तो उसे हाइपोटोनिक विलयन कहते हैं|
- **हाइपरटोनिक विलयन (hypertonic solution):-** वह विलयन जिसका परासारणी दाब ज्ञात विलयन के परासारणी दाब से अधिक हो तो उसे हाइपरटोनिक विलयन कहाँ जाता हैं|
- **प्रतिलोम परासरण (Reverse Osmosis):-** जब विलयन पर परासरणी दाब से अधिक दाब आरोपित की जाती हैं, तो विलयन के विलायक के कण spm को पार कर शुद्ध विलायक की ओर गमन करने लगती हैं जिसे प्रतिलोम परासरण कहां जाता हैं|
- इस प्रक्रिया के सहायता से समुद्री जल को लवणहीन बनाया जाता हैं|



परासरण दाब के नियम (Laus of Osmatic Pressure)

W.F.P Preffer (1877) द्वारा तनु विलयनों के परासरण दाब संबंधी विभिन्न प्रयोगिक निष्कर्षों के आधार पर डच रसायनज्ञ J.H vard Hoff (1887) ने परासरण दाब के नियमों को प्रस्तुत किया जिसके अनुशार

(a) Boyle- Vant't Hoff law:- स्थिर ताप पर, किसी तनु विलयन का परासरणी दाब विलयन के सांद्रण के समानुपाती होता हैं|

$\pi \times c$ [$\because c =$ मोलरता में साद्रण हैं|]

$\pi \times \frac{1}{v}$ [v विलयन का वह आयतन हैं जिसमें 1 gm अणु विलेय हैं]

$\pi \times \frac{R}{v}$ [$\because$ R एक स्थिरांक हैं]

$\pi v = R$

अत: स्थिर ताप पर, तनु विलयन का परासरणी दाब और उसके आयतन का गुणनफल स्थिरांक होता हैं|

Note: - यह नियम बॉयल के गैसीय नियम से समानता रखता हैं|

(b) चार्ल्स वांट का नियम (charte's van't Hoff law):- स्थिर सांद्रण पर, विलयन का परासरणी दाब परम ताप के समानुपाती होता हैं|

$\pi \times T$

$\pi = R'T$ [$\because$ R' एक स्थिरांक हैं|

$\frac{\pi}{R} = R'$

Note: - यह नियम चार्ल्स के गैसीय नियम से समानता रखती हैं|

(c) एवोगाड्रो- वांट हॉफ का नियम (Arogadro- van't Hoff law):- समान परासरणी दाब और ताप पर विलयन के समान आयतन में उपस्थित विलेय के अणुओं की संख्या भी समान होती हैं| अत: यह नियम एवोगाड्रो नियम से समानता रखता हैं|

पहले तथा दूसरे नियम से,

$\pi \alpha \frac{1}{v}$ (जब T स्थिर हो)

$\pi \alpha T$ जब c स्थिर हो

$\therefore \pi \alpha \frac{T}{v}$

$\pi = k\frac{T}{v}$

$\therefore \pi v = kT$, जहाँ k एक स्थिरांक है, जिसे विलयन स्थिरांक कहा जाता है |

Note: - k का मान गैस स्थिरांक R के समान होता है |

⇨ यदि विलेय के n ग्राम अणु V आयतन में हो, तो समीकरण $\pi v = nRT$ होता है |

❖ परासरणी दाब से आण्विक द्रव्यमान की गणना

वांट हॉफ समीकरण से

$\pi v = nRT$

$\pi v = \frac{w}{M}RT$ [w =विलेय के ग्राम में भार, M=विलेय के अनुभार]

$\therefore M = \frac{WRT}{AV}$

⇨ यदि $R\ L\ mol^{-}k^{-1}$ हो तो π का मान atm से होता है | लेकिन यदि R का मान $Joule\ mol^{-1}k^{-1}$ में हो तो π का मान pascal या Nm^{-2} में होगा |

⇨ यदि n_1 मोल विलेय युक्त विलयन -1 का v_1 लीटर, n_2 मोल विलेय युक्त विलयन ii का v_2 लीटर मिश्रित किया जाये, तो मिश्रण का परासरणी दाब,

$\pi = \pi_1 + \pi_2$

$$= \frac{n_1RT}{v_1 + v_2} + \frac{n_2RT}{v_1 + v_2} = \frac{n_1RT + n_2RT}{v_1 + v_2} = \left(\frac{n_1 + n_2}{v_1 + v_2}\right)RT$$

⇨ तन विलयन के अन्य अणुसंख्यक गुण के समान परासरण में भी एंट्रॉपी में वृद्धि होती है क्योंकि यह एक स्वत: प्रक्रम है|

अपसामान्य आण्विक द्रव्यमान (Abnormal Molecular Masses)

⇨ विलयन के सामान्य आचरण :- विलयन के अणुसंख्यक गुणधर्म विलयन में उपस्थित कणों (परमाणु, अणु, आयन) की संख्या पर निर्भर करता है, ऐसे स्थिति में यदि अणुसंख्यक गुणधर्म के प्रयोगिक मान और सैद्धांतिक मान में समानता होती है, तो इसे सामान्य आचरण कहते हैं |

⇨ सामान्य आण्विक द्रव्यमान (Normal Molecular Mass):- विलयन के सामान्य आचरण के स्थिति में विलेय के प्राप्त अणुभार सामान्य आण्विक द्रव्यमान कहलाते हैं |

⇨ अपसामान्य आचरण (Abnormal behaviour) :- यदि विलयन के अणुसंख्यक गुणधर्म के प्रयोगिक मान और सैद्धांतिक मान भिन्न – भिन्न हो तो, इसे विलयन का अपसामान्य आचरण कहते हैं |

⇨ अपसामान्य आण्विक द्रव्यमान (Abnormal Molecular Masses) :- विलयन के अपसामान्य आचरण के स्थिति में प्राप्त विलेय के अणुभार अपसामान्य आण्विक द्रव्यमान कहलाते हैं |

विलयन का सामान्य आचरण के शर्तें (Condition of Normal behaviour of solution):-

(i) विलेय अनपघट्य हो |

(ii) विलयन तनु हो |

(iii) अनादर्श विलयन हो

(iv) विलयन में विलेय अणुओं का संयोजन या वियोजन न हो |

⇨ संयोजन (Association) :- जब दो या अधिक अणु विलयन में जुड़कर वृहद अणु का निर्माण करते हैं, तो इसे संयोजन या संगुणन कहा जाता है

जैसे :- $CH_3COOH \xrightarrow[Dimer]{C_6H_6} (CH_3COOH)_2$

⇨ वियोजन / विघटन (dissociation) :- जब अकार्बनिक अम्ल, भस्म या लवण को जलीय विलयन में डाला जाता है, तो ये दो या अधिक अवयवी कणों में टूट जाता है, जिसे वियोजन कहा जाता है |

$$Nacl \xrightarrow{H_2O} Na^+ + Cl^-$$

$$MgCl_2 \xrightarrow{H_2O} Mg^{2+} + 2Cl^-$$

$$AlCl_3 \xrightarrow{H_2O} Al^{3+} + 3Cl^-$$

} Association संयोजन

$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{H_2O} C_6H_{12}O_6$ →Association संयोजन

⇨ अणुसंचय गुणधर्म (cp)

(i) $\frac{P_1{}^0 - P_T}{P_1{}^0} = \frac{n_2}{n_1}$

⇨ $\frac{P_1{}^0 - P_T}{P_1{}^0} = \frac{w_2 \times w_1}{m_2 \times w_1}$

(ii) $\Delta T_b = K_b \times \frac{w_2 \times 1000}{m_2 \times w_1 (gm)}$

∴ अणुओं की संख्या $\alpha cp \alpha \frac{1}{\text{आण्विक द्रव्यमान}}$

(iii) $\Delta T_F = K_f \times \frac{w_2 \times 1000}{m_2 \times w_1 (gm)}$

(iv) $\pi = CRT$

$$\pi = \frac{w_2 \times R \times T \times 1000}{m_2 \times v\ (ml)}$$

❖ वांट 1886 द्वीप गुणक (Vant toff factor) :- विलेय के सैद्धांतिक तथा प्रक्षित आण्विक द्रव्यमान का अनुपात वांट हॉफ गुणक कहलाता है | इसे (i) से सूचित किया जाता है |

$$i = \frac{\text{संयोजन/वियोजन के पश्चात् मोल}}{\text{संयोजन/वियोजन के पूर्व मोल}}$$

$$i = \frac{\text{प्रेक्षित अणुसंचय गुणधर्म}}{\text{सैद्धांतिक अणुसंख्य गुणधर्म}}$$

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

सही सूत्र

(i) $\frac{P_1{}^0 - P_T}{P_1{}^0} = i \frac{w_2}{m_2 \times n_1}$

(ii) $\Delta T_b = i\, k_b \times \frac{w_2 \times 1000}{M_2 \times 10 g(gm)}$

(iii) $\Delta T_f = i \times k_b \times \frac{w_2 \times 1000}{M_2 \times 10 g(gm)}$

(iv) $\pi = i \frac{w_2 \times R \times T \times 1000}{m_2 \times V(ml)}$

Example: -

(i) $C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{H_2O} C_6H_{12}O_6$

$$i = \frac{\frac{\text{संगुणन}}{\text{वियोजन}} \text{ के पश्चात् मोल}}{\frac{\text{संयोजन}}{\text{वियोजन}} \text{ के पूर्व मोल}}$$

$= \frac{1}{1}$

$= 1$

(ii) $Nacl \rightarrow Na^+ + Cl^-$

$i = \frac{2}{1}$

$= 2$

(iii) $Mgcl_2 \rightarrow Mg^{2+} + 2Cl^-$

$i = \frac{3}{1}$

$= 3$

(iv) $Alcl_3 \rightarrow Al^{3+} + 3Cl^-$

$i = \frac{4}{1}$

$= 4$

Example

(i) $NaCl \rightleftharpoons Na^+ + Cl^-$

time= 0 1 0 0→ वियोजन के पूर्व मोल

THE GUIDE ACADEMIC

time = t 1-α α 2 α → वियोजन के पश्चात् कुल मोल

$$i = \frac{\frac{\text{संयोजन}}{\text{वियोजन}} \text{के पश्चात् कुल मोल}}{\text{संयोजन वियोजन के पूर्व कुल मोल}}$$

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

$= 1+\alpha$

यदि 100% वियोजन हो, तो $\alpha = 1$

Proof: -

$i = 1+\alpha$

$= 1+1$

$= 2$

(ii) $MgCl_2 \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2Cl^-$

time= 0 1 0 0→ वियोजन के पूर्व कुल मोल

time= t 1-α α 2 α→ वियोजन के पश्चात् कुल मोल

$$i = \frac{\frac{\text{संयोजन}}{\text{वियोजन}} \text{के पश्चात् कुल मोल}}{\text{संयोजन / वियोजन के पूर्व कुल मोल}}$$

$$= \frac{1-\alpha+\alpha+2\alpha}{1}$$

$= 1+2\alpha$

यदि 100% वियोजन हो तो

$\alpha = 1$

i = $1+2\alpha$

$= 1+2\times1$

$= 1+2$

$= 3$

(iii) $AlCl_2 \rightleftharpoons Al^{3+} + 3Cl^-$

time= 0 1 0 0→ वियोजन के पूर्व कुल मोल

time= t 1-α α 3 α→ वियोजन के पश्चात् कुल मोल

$$i = \frac{\text{वियोजन के पश्चात् कुल मोल}}{\text{वियोजन के पूर्व मोल}}$$

$$= \frac{1-\alpha+\alpha+3\alpha}{1}$$

$= 1+3\alpha$

यदि 100% वियोजन हो तो

$\alpha = 1$

Proof: -

i = $1+3\alpha$

$= 1+3\times1$

$= 1+3$

$= 4$

सामान्य रूप (General form)

$1An \rightleftharpoons nA$

time=0 1 0→ वियोजन के पूर्व कुल मोल

time=1 (साम्य) $1-\alpha$ $n\alpha$→ वियोजन के पश्चात कुल मोल

Now,

$$i = \frac{\text{वियोजन के पश्चात् कुल मोल}}{\text{संयोजन के पूर्व कुल मोल}}$$

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

$i = 1-\alpha+n\alpha$

Example

$2CH_3COOH \rightleftharpoons (CH_3COOH)_2$ $\alpha = 1$ mole में से कितने संयोजित हुए |

$time = 0$ 1 0 → संयोजन के पूर्व कुल मोल

$time = t$ 1-α $\alpha/2$ → संयोजन के पश्चात् कुल मोल

साम्य

Now,

$$i = \frac{\text{संयोजन के पश्चात् कुल मोल}}{\text{संयोजन के पूर्व कुल मोल}}$$

$$i = \frac{1 + \alpha + \alpha/2}{1 + 0}$$

$$= \frac{1 - \frac{\alpha}{2}}{1}$$

$$= 1 - \frac{\alpha}{2}$$

यदि 100% संयोजित हो जाए तो,

$\alpha = 1$

$$\text{i} = 1 - \frac{\alpha}{2}$$

$$= 1 - \frac{1}{2}$$

$$= \frac{1}{2}$$

- सामान्य रूप (General form)

$nA \rightleftharpoons (A)n$

$time = 0$	1	0 → संयोजन के पूर्व कुल मोल
$time = t$	1-α	α/n → संयोजन के पश्चात् कुल मोल

साम्य

Now,

$$i = \frac{\text{संयोजन के पश्चात् कुल मोल}}{\text{संयोजन के पूर्व कुल मोल}}$$

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

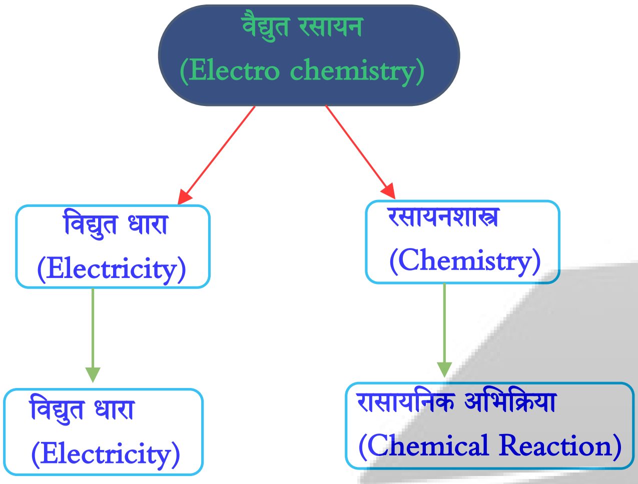
$$i = 1 - \alpha + \frac{\alpha}{n}$$

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

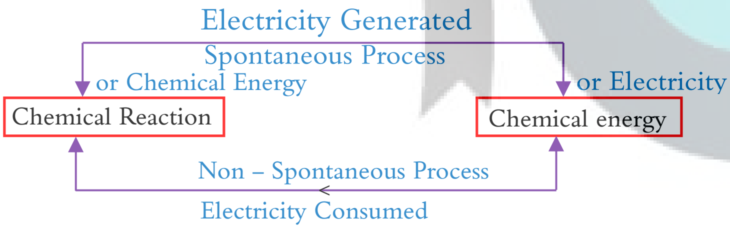
$$L - i = \alpha\left(\frac{1}{n} - 1\right)$$

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

➪ रसायनशास्त्र की वह शाखा जिसके अंतर्गत रासायनिक अभिक्रिया से विद्युत उर्जा एवं विद्युत उर्जा से रासायनिक अभिक्रिया एवं इनके बीच पारस्परिक संबंधों का अध्ययन किया जाता है, उसे वैद्युत रसायनशास्त्र कहते हैं|



➪ वैद्युतधारा एवं रासायनिक अभिक्रिया के मध्य संबंधों का अध्ययन (Study of relation between electricity and chemical reaction)



वैद्युत रसायन (Electrochemistry) के अंतर्गत मुख्यतः दो अभिक्रियाओं का अध्ययन किया जाता है|

(i) वैद्युत अपघटन (Electrolysis)

(ii) वैद्युत रासायनिक अभिक्रिया (Electrochemical Reaction)

विद्युत-रासायनिक अभिक्रिया (Electrochemical Reaction)

➪ वह अभिक्रिया जिसमें रासायनिक अभिक्रिया से विद्युत उर्जा प्राप्त की जाती है, उसे विद्युत रासायनिक अभिक्रिया कहते हैं|

➪ विद्युत रासायनिक सेल (electrochemical Cell):- जिस पात्र में विद्युत रासायनिक अभिक्रिया कराई जाती हैं, उसे विद्युत रासायनिक सेल कहते हैं|

➪ विद्युत रासायनिक सेल को गैल्वेनी सेल और वोल्टीय सेल के नाम से भी जाना जाता है|

विद्युत रासायनिक सेल का उदहारण:- डेनियल सेल, लेकलांसे सेल, ईंधन सेल आदि|

अर्द्धसेल (Half-cell):- गैल्वेनी सेल के क्रमशः दो भाग होते हैं, जिन्हें अर्द्धसेल कहा जाता है|

(i) ऑक्सीकरण अर्द्धसेल (Oxidation half-cell)

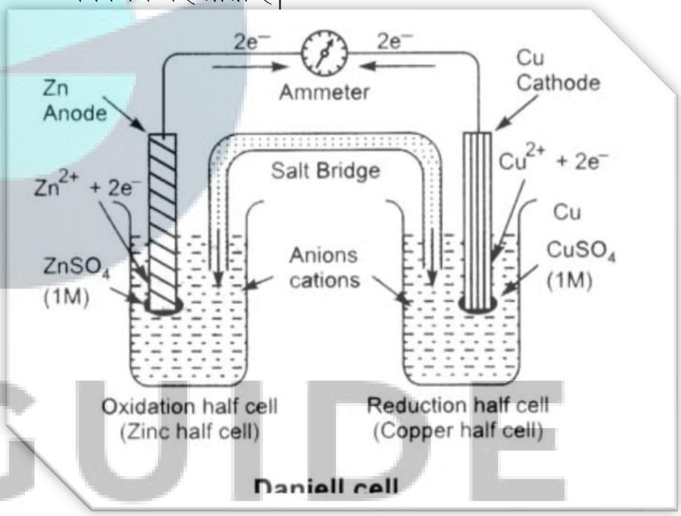
(ii) अवकरण अर्द्धसेल (Reduction half-cell)

(i) ऑक्सीकरण अर्द्धसेल (Oxidation half-cell): - जिस अर्द्धसेल पर ऑक्सीकरण होता है, उसे **ऑक्सीकरण अर्द्धसेल** कहा जाता है|

➪ (ii) ऑक्सीकरण (Oxidation):- इलेक्ट्रान का त्याग **ऑक्सीकरण** कहलाता है|

❖ अपचयन अर्द्धसेल :- जिस अर्द्धसेल पर अवकरण होता है, उसे **अपचयन अर्द्धसेल** कहा जाता है|

➪ (ii) अपचयन (Reduction): - ईलेक्ट्रोनों का ग्रहण अवकरण कहलाता है|



Trick: - LOAN

L ⟶ Left

O ⟶ Oxidation

A ⟶ Anode

N ⟶ Negative

Anode Reaction = Oxidation = loss of electron

M ⟶ M^{n+} + ne^-

(Solution) (metal surface पर)

Trick: - R2PC

R ⟶ Right

R ⟶ Reduction

THE GUIDE ACADEMIC