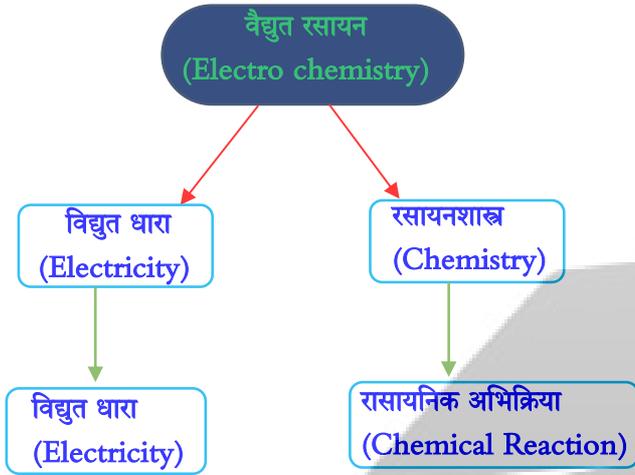
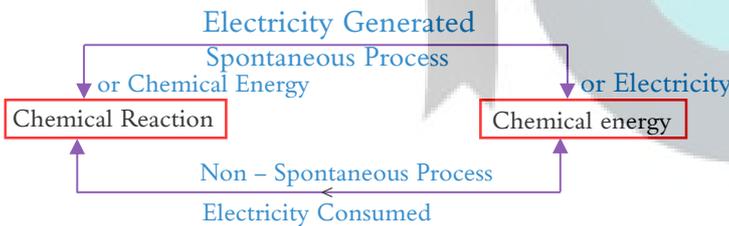


⇒ रसायनशास्त्र की वह शाखा जिसके अंतर्गत रासायनिक अभिक्रिया से विद्युत उर्जा एवं विद्युत उर्जा से रासायनिक अभिक्रिया एवं इनके बीच पारस्परिक संबंधों का अध्ययन किया जाता है, उसे वैद्युत रसायनशास्त्र कहते हैं।



⇒ 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 है, 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 उदाहरण:-** डेनियल सेल, लेकलांसे सेल, ईंधन सेल आदि।

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

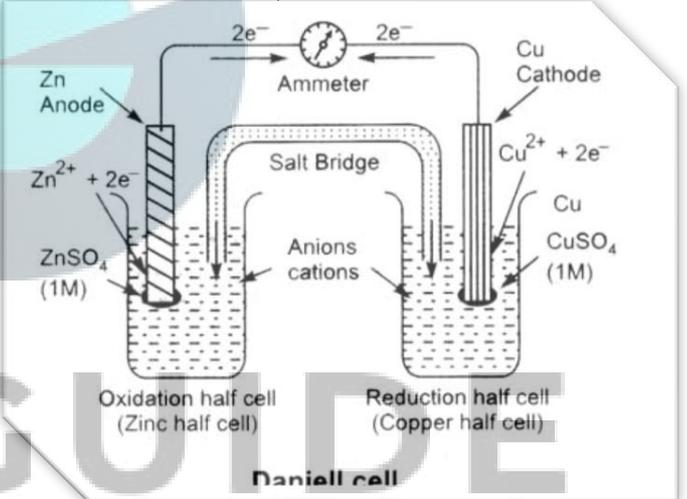
- (i) ऑक्सीकरण अर्द्धसेल (Oxidation half-cell)
- (ii) अवकरण अर्द्धसेल (Reduction half-cell)

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

⇒ **(ii) ऑक्सीकरण (Oxidation):** - इलेक्ट्रॉन का त्याग ऑक्सीकरण कहलाता है।

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

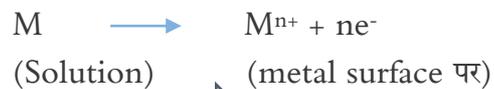
⇒ **(ii) अपचयन (Reduction):** - इलेक्ट्रॉनों का ग्रहण अवकरण कहलाता है।



**Trick: - LOAN**

- L → Left
- O → Oxidation
- A → Anode
- N → Negative

Anode Reaction = Oxidation = loss of electron



**Trick: - R2PC**

- R → Right
- R → Reduction

P → Positive

C → Cathode

Cathode Reaction = Reduction = gain of e<sup>-</sup>

$M^{n+} + ne^- \rightarrow M$

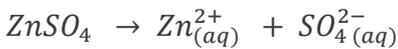
(Solution में) (metal surface पर)

**गैल्वेनोमीटर:-** वह युक्ति जो कम से कम e<sup>-</sup> के प्रवाह को detect कर लेता हो, उसे **गैल्वेनोमीटर** कहते हैं।

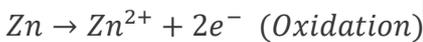
**गैल्वेनी सेल की क्रियाविधि :-** जब दोनों इलेक्ट्रोड को एक सुचालक तार एवं गैल्वेनोमीटर द्वारा तथा लवण सेतु द्वारा अर्द्धसेल को जोड़ा जाता है। तो उसे एनोड से कैथोड की ओर इलेक्ट्रॉन का प्रवाह अर्थात् एनोड से कैथोड की ओर विद्युत धारा प्रवाहित होता है। इसे इलेक्ट्रोड अभिक्रिया कहा जाता है।

**Cell reaction = anode अभिक्रिया + cathode अभिक्रिया**  
**= oxidation + reduction**  
**= Redox Reaction**

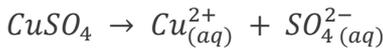
**Ionization: -**



**Anode**



**Ionization: -**



**Cathode: -**



**Note: -** Electrodes पर दोनों अर्द्धअभिक्रिया साथ-साथ संपन्न होती है।

**लवण सेतु (Salt Bridge):-** गैल्वेनी सेल के दोनों अर्द्धसेल में विद्युतीय संपर्क को स्थापित करने के लिए एक निम्न प्रतिरोध उपकरण का उपयोग किया जाता है, जिसे लवण सेतु कहा जाता है।

❖ यह एक inverted u-shaped glass tube होता है, जिसमें KCl, KNO<sub>3</sub>, K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub> आदि का सान्द्र जलीय विलयन भरकर दोनों मूहों को जिलेटिन पदार्थ जैसे:- अगर-अगर से बंद कर दिया जाता है।

**लवण सेतु का महत्व/कार्य**

**(Significance working of salt bridge)**

- (i) यह दोनों अर्द्धसेल के विद्युत परिपथ को पूर्ण करता है।
- (ii) विद्युत अपघट्य के प्रत्यक्ष स्थानांतरण को यह अवरुद्ध करता है।

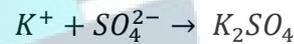
(iii) यह दोनों अर्द्धसेल के विद्युत उदासीनता को कायम रखता है, जिससे विद्युत धारा का सतत प्रवाह होता है।

⇒ **लवण सेतु की क्रियाविधि (Mechanism of salt bridge action):-** लवण सेतु से KCl में से K<sup>+</sup> आयन CuSO<sub>4</sub> विलयन में जाकर SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> की अधिकता से उत्पन्न ऋणावेशों को उदासीन करता है, जबकि Cl<sup>-</sup> आयन ZnSO<sub>4</sub> विलयन में जाकर Zn<sup>2+</sup> की अधिकता से उत्पन्न धनावेशों को संतुलित करता है। इस प्रकार दोनों ही अर्द्धसेल कि विद्युत उदासीनता पहले की तरह हो जाती है, जिससे विद्युत धारा तबतक अबाध गति से प्रवाहित होते रहती है जबतक सम्पूर्ण  $Zn \rightarrow Zn^{2+}$  या  $Cu^{2+} \rightarrow Cu$  में परिणित नहीं हो जाता है।

प्रथम सेल में,



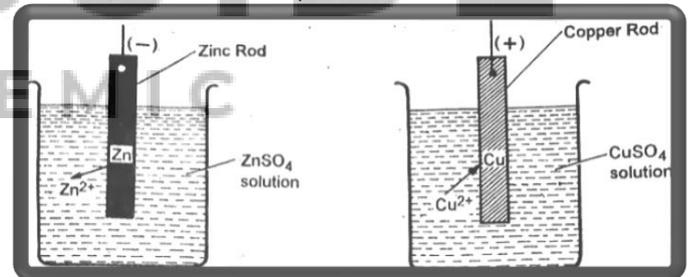
द्वितीय सेल में,



**इलेक्ट्रोड और इलेक्ट्रोड विभव**

**(Electrode and Electrode Potential)**

⇒ **इलेक्ट्रोड विभव:-** किसी इलेक्ट्रोड के इलेक्ट्रॉन त्यागने या ग्रहण करने की प्रवृत्ति **इलेक्ट्रोड विभव** कहलाती है। या, जब किसी धातु को अपने ही आयनवाले विलयन में डूबा दिया जाता है, तब एक विद्युतीय द्विक तल स्थापित हो जाता है, जिसकी वजह से धातु और विलयन के बीच विभवान्तर स्थापित हो जाता है, इसी विभवान्तर को **इलेक्ट्रोड विभव** कहते हैं।



**इलेक्ट्रोड विभव दो प्रकार के होते हैं:-**

- (i) ऑक्सीकरण/एनोड विभव
  - (ii) अवकरण/कैथोड विभव
- **ऑक्सीकरण विभव:-** इलेक्ट्रोड के इलेक्ट्रॉन त्यागने से जो विभव उत्पन्न होता है, उसे ऑक्सीकरण विभव कहा जाता है। इसे एनोड विभव कहा जाता है।

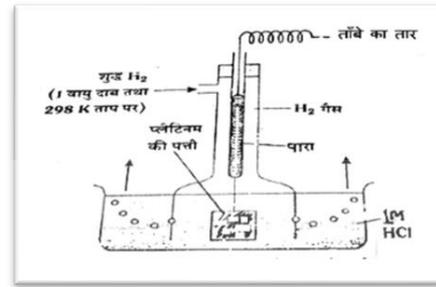
इसे  $E_{ox}$ ,  $E_{left}$  या  $E_{anode}$  से सूचित करते हैं।

**Note:** - यह एनोड के धातु द्वारा इलेक्ट्रॉन के त्याग करने की क्षमता का मापक होता है।

➤ **अवकरण विभव:** - इलेक्ट्रोड के इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने से जो विभव उत्पन्न होता है, उसे अवकरण विभव कहा जाता है। कैथोड विभव कहा जाता है।

➤ इसे  $E_{red}$ ,  $E_{right}$  या  $E_{cathode}$  से सूचित किया जाता है।

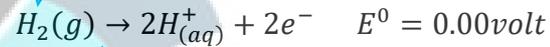
**Note:** - यह कैथोड के धात्विक आयन द्वारा इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने की क्षमता का मापक होता है।



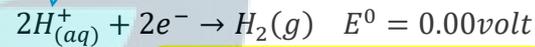
सामान्य Pt की अपेक्षा Pt ब्लैक अधिक  $H_2$  गैस अधिशोषित करती है, तथा यह उत्प्रेरक का भी कार्य करता है जो  $H_2(g)$  तथा विलयन में  $H^+$  आयन के मध्य साम्य स्थापित करता है इलेक्ट्रोड तथा विलयन के बीच एक विभवान्तर स्थापित हो जाता है, जिसे शून्य मान लिया जाता है।

S.H.E अन्य इलेक्ट्रोड के सापेक्ष एनोड तथा कैथोड दोनों की तरह कार्य करता है।

**Anode**

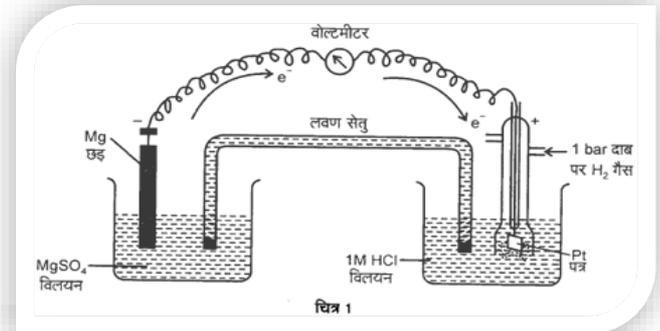


**Cathode**



**मानक इलेक्ट्रोड विभव का निर्धारण (Determination of SHE)**

किसी सेल के single इलेक्ट्रोड के निरपेक्ष इलेक्ट्रोड विभव का मापन संभव नहीं होता है। IUPAC के अनुसार, सभी प्रकार के इलेक्ट्रोडों के मानक विभवों का निर्धारण SHE के सापेक्ष किया जाता है, इसके लिए अज्ञात इलेक्ट्रोड को लवण सेतु द्वारा SHE से संयोजित कर गैल्वेनी सेल का निर्माण किया जाता है, जिसके सेल -1 विभव या विद्युत वाहक बल, E cell का निर्धारण galvanometer द्वारा कर लिया जाता है। अतः सेल का emf ही अज्ञात इलेक्ट्रोड का S.H.E के सापेक्ष मानक इलेक्ट्रोड विभव  $E^0$  होता है। S.H.E के रूप में (S.H.E in the form of Cathode)

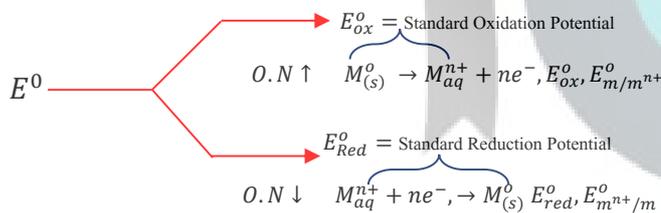


**मानक इलेक्ट्रोड विभव (standard electrode Potential)**

→ 298K (25°C) ताप तथा 1 मोलर सांद्रण वैद्युत अपघट्य में निर्धारित इलेक्ट्रोड विभव मानक इलेक्ट्रोड विभव कहलाता है।

• मानक इलेक्ट्रोड विभव को  $E^0$  से सूचित किया जाता है।

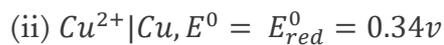
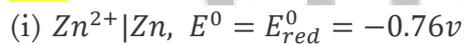
**मानक इलेक्ट्रोड विभव दो प्रकार के होते हैं:-**



IUPAC के अनुसार, किसी इलेक्ट्रोड का मानक इलेक्ट्रोड विभव ( $E^0$ ) उसके अपचयन विभव के बराबर होता है।

$$E^0 = E^0_{red} = E^0_{cathode} = E^0_{right}$$

**जैसे:-**

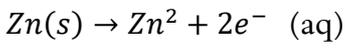


**मानक हाइड्रोजन इलेक्ट्रोड (Standard Hydrogen Electrode)**

विभिन्न धातुओं का इलेक्ट्रोड मानक ज्ञात करने के लिए एक मानक इलेक्ट्रोड का निर्माण किया गया, जिसे मानक हाइड्रोजन इलेक्ट्रोड (SHE) कहते हैं।

**संरचना (Construction):-** एक बर्तन में HCl का 1 M तथा ताप 298K पर एक काँच की एक नली में Pt की तार से Pt की प्लेट लटकी होती है, काँच की नली में 1 atm पर  $H_2$  गैस भरी होती है।  $Pt(s), H_2(g)|H^+_{(aq)}$

**Anode:**



(ऑक्सीकरण)

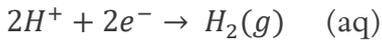
$$E_{cell}^0 = E_{cathode}^0 - E_{anode}^0$$

$$E_{cell}^0 = E_{SHE}^0 - E_{Zn^{2+}/Zn}^0$$

$$E_{cell}^0 = 0 - E_{Zn^{2+}/Zn}^0$$

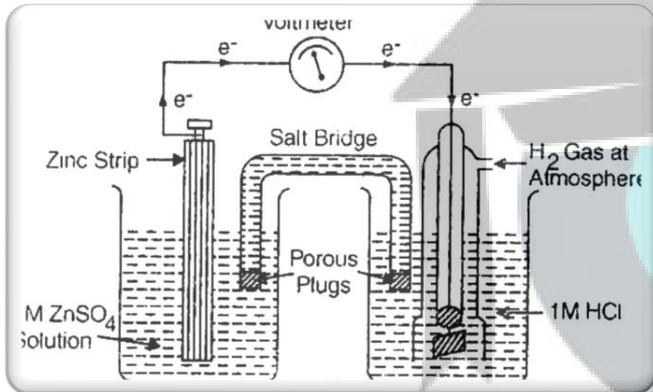
$$0.76 = -E_{Zn^{2+}/Zn}^0$$

**Cathode:**



(अपचयन)

S.H.E एनोड के रूप में (S.H.E In the form of Anode):



$$E_{cell}^0 = E_{cathode}^0 - E_{anode}^0$$

$$E_{cell}^0 = E_{Cu^{2+}/Cu}^0 - E_{SHE}^0$$

$$E_{cell}^0 = E_{Cu^{2+}/Cu}^0 - 0$$

$$E_{cell}^0 = E_{Cu^{2+}/Cu}^0 = 0.34 \text{ volt}$$

मानक अपचयन विभव श्रेणी (SRP-Series)

**विद्युत रासायनिक श्रेणी (Electrochemical Series)**

विभिन्न तत्वों को उसके बढ़ते हुए मानक अपचयन विभव के क्रम में रखने पर जो श्रेणी प्राप्त होती है, उसे विद्युत रासायनिक श्रेणी कहा जाता है।

Electrode System	Electrode reaction Oxidized Species $\rightleftharpoons$ Reduced	$E^0$ (volt)
$Li^+/Li$	$Li^+ + e^- \rightleftharpoons Li$	-3.045
$K^+/K$	$K^+ + e^- \rightleftharpoons K$	-2.925
$Ba^{2+}/Ba$	$Ba^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ba$	-2.90

$Ca^{2+}/Ca$	$Ca^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ca$	-2.89
$Na^+/Na$	$Na^+ + e^- \rightleftharpoons Na$	-2.714
$Mg^{2+}/Mg$	$Mg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mg$	-2.37
$Al^{3+}/Al$	$Al^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Al$	-1.66
$Zn^{2+}/Zn$	$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn$	-0.763
$Fe^{2+}/Fe$	$Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe$	-0.44
$Cd^{2+}/Cd$	$Cd + 2e^- \rightleftharpoons Cd$	-0.403
$CO^{2+}/CO$	$CO^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons CO$	-0.28
$Ni^{2+}/Ni$	$Ni^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ni$	-0.25
$Sn^{2+}/Sn$	$Sn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn$	-0.14
$Pb^{2+}/Pb$	$Pb^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pb$	-0.126
$Fe^{3+}/Fe$	$Fe^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Fe$	0.036
$2H^+/H_2$	$2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2$	0.00
$Sn^{4+}/Sn^{2+}$	$Sn^{4+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn^{2+}$	+0.15
$Cu^{2+}/Cu^+$	$Cu^{2+} + e^- \rightleftharpoons Cu^+$	+0.18
$Cu^{2+}/Cu$	$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu$	+0.32
$I^2/I^-$	$I_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-$	+0.53
$Fe^{3+}/Fe^{2+}$	$Fe^{3+} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$	+0.77
$Hg_2^{2+}/Hg$	$Hg_2^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons 2Hg$	+0.79
$Ag^+/Ag$	$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag$	+0.80
$Hg^{2+}/Hg$	$Hg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Hg$	+0.85
$Br_2/Br^-$	$Br_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Br^-$	+1.08
$Cl_2/Cl^-$	$Cl_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-$	+1.36
$Au^{3+}/Au$	$Au^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Au$	+1.50
$F_2/F^-$	$F_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2F^-$	+2.87

**विद्युत रासायनिक श्रेणी की विशेषताएँ:-**

- (i) श्रेणी में H-से ऊपर वाले electrodes एनोड तथा नीचे वाले electrode कैथोड की तरह कार्य करते हैं।
- (ii) श्रेणी में ऊपर से नीचे की ओर आने पर धातुओं की क्रियाशीलता घटती है, जबकि अधतुओं की बढ़ती है।
- (iii) श्रेणी में ऊपर से नीचे जाने पर अपचयन क्षमता (electron gaining ability) बढ़ती है।
- (iv) श्रेणी में नीचे आने पर विद्युत धनात्मक गुण घटता है जबकि विद्युत ऋणात्मक गुण बढ़ता है।

**1. विद्युतरसायनिक श्रेणी का उपयोग: -**(i) सेल विभव ( $E_{cell}$ ) की गणनाजैसे:- Daniel cell  $Zn|Zn^{2+}||Cu^{2+}|Cu$  at 298K

$$E_{Zn^{2+}/Zn}^0 = -0.76 \text{ volt,}$$

$$E_{Cu^{2+}/Cu}^0 = 0.34 \text{ volt}$$

$$E_{cell}^0 = E_{Cu^{2+}/Cu}^0 - E_{Zn^{2+}/Zn}^0$$

$$= 0.34 - (-0.76)$$

$$= 0.34 + 0.76$$

$$= 1.10 \text{ volt}$$

**2. ऑक्सीकारक तथा अवकारकों की शक्तिता: -**(i)  $+E^0$  युक्त इलेक्ट्रोड पदार्थ प्रबल  $e^-$  स्वीकारक होता है

अतः ये प्रबल oxidant का कार्य करती है।

∴ ऑक्सीकारक क्षमता  $\propto +veE^0$ ऑक्सीकारक क्षमता  $\propto \frac{1}{-veE^0}$ जैसे:-  $F_2$  = प्रबल ऑक्सीकारकअपचायक क्षमता  $\propto -veE^0$ अपचायक क्षमता  $\propto \frac{1}{+veE^0}$ 

जैसे:- Li = प्रबल अपचायक

**3. तत्वों के सापेक्षिक सक्रियता का निर्धारण**(i) पदार्थ के धनात्मक प्रकृति  $\propto -veE^0$  तथा  $\propto \frac{1}{+veE^0}$ (ii) पदार्थ के ऋणात्मक प्रकृति  $\propto +veE^0$  तथा  $\propto \frac{1}{-veE^0}$ 

जैसे:- Li = most metallic, least non metallic

 $F_2$  = least metallic, most non metallic

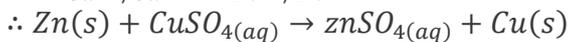
$E^0$ - range	Nature of metals (Electropositive)
Upto - 2.00	Most electropositive
0.00-2.00	Moderate electropositive
> - 0.00	Least electropositive

**4. प्रतिस्थापन अभिक्रियाएँ: -**

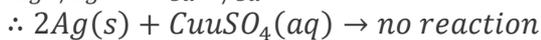
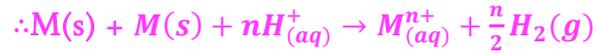
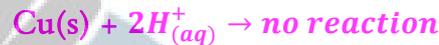
(a) धातुओं का विस्थापन:- E.C.S में ऊपर वाले धातु नीचे वाले धातु को उनके लवणों के जलीय विलयन से विस्थापित कर देता है।

जैसे:-

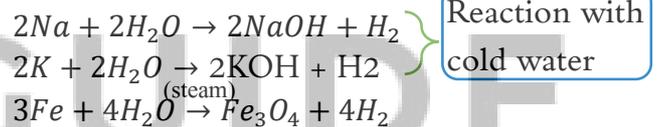
$$(i) E_{Cu^{2+}/Cu}^0 > E_{Zn^{2+}/Zn}^0$$



$$(ii) E_{Ag^+/Ag}^0 > E_{Cu^{2+}/Cu}^0$$

(b) धातुओं द्वारा अम्लों से  $H_2$  का विस्थापन:- E.C.S में H से ऊपर वाले धातु (जिनका  $E^0 = -ve$ ) अम्लों से  $H_2$  को विस्थापित कर देते हैं। वे H से प्रबल अवकारक हैं।⇒ धातु के  $E^0$  का -ve मान जितना ही अधिक होता है वह उतना ही सुगमता से H का विस्थापन करते हैं।

⇒ बहुत से धातु, श्रेणी में H के ऊपर स्थित होने पर भी ठंडा और तनु अम्ल में नहीं घुलते हैं, क्योंकि उनके सतह पर oxide का परत जैम जाता है, जिससे अभिक्रिया दर घट जाती है।

⇒ धातुओं द्वारा जल से H का विस्थापन :- E.C.S में Fe से ऊपर स्थित सभी धातु उदासीन जल से  $H_2$  विस्थापित करते हैं, क्योंकि उस माध्यम में उनका $E_{H_2O|H_2, OH^-} = -0.41v$  से अधिक ऋणात्मक होता है, जिससे वे H से प्रबल अपचायक होते हैं।**ठंडे जल के साथ अभिक्रिया :**

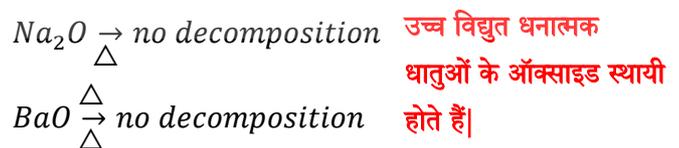
(d) अन्तः अधात्विक विस्थापन:- E.C.S में ऊपर वाले अधातु को उसके लवण से नीचे स्थान वाला non-metal विस्थापित कर देता है।



क्योंकि श्रेणी में ऊपर से नीचे जाने पर ऑक्सीकारक शक्ति में वृद्धि होती है।

**5. ऑक्साइडों का स्थायित्व (Stability of Oxides):-**

Top  $\xrightarrow{\text{Electropositive nature of metals} \rightarrow \text{decreases}}$  Bottom  
 Stability of metaloxide  $\rightarrow$  decreases



$Al_2O_3 \xrightarrow{\Delta}$  no decomposition

सेल विभव एवं विद्युत वाहक बल  
(Cell potential and electromotive force)

**सेल विभव (cell potential):-** किसी गैल्वेनी सेल के दोनों अर्द्धसेल के विभव का अंतर सेल विभव कहलाती है।

anode cathode

$$E_{cell} = E_{ox} + E_{red}$$

anode cathode

$$E_{cell} = -E_{red} + E_{red}$$

cathode anode

$$E_{cell} = E_{red} - E_{red}$$

right left

$$\therefore E_{cell} = E_{red} - E_{red}$$

➤ Cell के कैथोड तथा एनोड के अपचयन विभव के अंतर को उसका cell विभव ( $E_{cell}$ ) कहा जाता है।

**जैसे:-** डेनियल सेल (298k) पर

(i)  $Zn|Zn^{2+}||Cu^{2+}|Cu$ ;

$$E_{Zn^{2+}/Zn} = -0.76v$$

$$E_{Cu^{2+}/Cu} = +0.34v$$

$$E_{cell} = E_{red}^{right} - E_{red}^{left}$$

$$= 0.34 - (-0.76)$$

$$= 0.34 + 0.76$$

$$= 1.10 \text{ volt}$$

(ii)  $Li|Li^{+}||Ca^{2+}|Ca$ ;

$$E_{Li^{+}/Li} = -3.05v$$

$$E_{Ca^{2+}/Ca} = -2.87 \text{ volt}$$

$$E_{cell} = E_{red}^{right} - E_{red}^{left}$$

$$= -2.87 - (-3.05v)$$

$$= 0.25 \text{ volt}$$

⇒ **विद्युत वाहक बल (Electromotive Force):-** किसी सेल के खुले परिपथ में उसके अर्द्धसेलों के मानक विभवों के अंतर को उसका विद्युत वाहक बल (emf) कहा जाता है।

$$E_{cell} = E_{red}^{right} - E_{red}^{left}$$

$$E_{emf}^0 = E_{cathode}^0 - E_{anode}^0$$

➤ cell का emf उसकी उसकी विशेष स्थिति में cell विभव है।

$$E_{cell} = E_{emf}$$

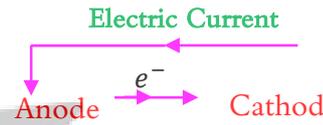
✓ सेल विभव को ही  $E_{emf}$  कहा जाता है।

○ cell का emf या  $E_{cell}$  को प्रभावित करने वाला कारक :-

- (i) इलेक्ट्रोड की प्रकृति
- (ii) अर्द्धसेल के वैद्युत अपघट्य के मोलर सांद्रण पर
- (iii) तापमान का प्रभाव

❖ IUPAC के अनुसार,

- (i) यदि  $E_{cell} + ve$  हो,



- (ii) यदि  $E_{cell} - ve$  हो,



**इलेक्ट्रोड विभव का चिन्ह:-**

1953 में हुए स्टाकहोमकन्वेंशन के अनुसार इलेक्ट्रोड विभव के चिन्ह को सूचित करने के लिए निम्न प्रणाली अपनाई जाती है।

- (i) LOAN
- (ii)  $R_2PC$

विद्युत वाहक बल तथा विभवान्तर में अंतर:-

	$E_{emf}$ or $E_{cell}$	Potential difference
01.	अर्द्धसेलों का विभवान्तर जब परिपथ खुला हो या विद्युतीय प्रवाह नहीं होता है।	किसी भी स्थिति में cell के अर्द्धसेलों का विभवान्तर से कम होता है।
02.	सेल से प्राप्त अधिकतम voltage के बराबर होता है।	अधिकतम voltage से कम होता है।
03.	उसे परिपथ में steady current प्रवाह के लिए उत्तरदायी है।	यह steady current के प्रवाह के लिए उत्तरदायी नहीं होता है।
04.	इसका माप potentiometer द्वारा किया जाता है।	इसका माप सामान्य voltmeter द्वारा किया जाता है।

## सेल अभिक्रिया से सेल-डायग्राम का निर्धारण

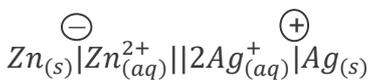
## (Determination of cell diagram from cell reaction)

किसी गैल्वेनी सेल का net cell reaction उसके ऑक्सीकरण तथा अपचयन अर्द्ध अभिक्रिया का योग होता है।

## Cell reaction = Oxidation + Reduction

(i) सेल अभिक्रिया:  $Zn(s) + Cu_{(aq)}^{2+} \rightarrow Zn_{(aq)}^{2+} + Cu(s)$ Anode:  $Zn(s) \rightarrow Zn_{(aq)}^{2+} + 2e^-$  (oxidation)Cathode:  $Cu_{(aq)}^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu(s)$  (reduction)cell diagram:  $- Zn|Zn_{(aq)}^{2+}||Cu_{(aq)}^{2+}|Cu$   
salt bridge(ii) सेल अभिक्रिया:  $Zn(s) + 2Ag_{(aq)}^+ \rightarrow Zn_{(aq)}^{2+} + 2Ag(s)$ Anode:  $Zn(s) \rightarrow Zn_{(aq)}^{2+} + 2e^-$  (oxidation)Cathode:  $2Ag_{(aq)}^+ + 2e^- \rightarrow 2Ag(s)$  (reduction)

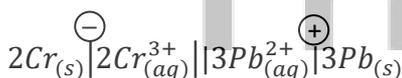
अतः सेल डायग्राम:

(iii)  $2Cr_{(s)} + 3Pb_{(aq)}^{2+} \rightarrow 3Pb_{(s)} + 2Cr^{3+}$ Anode:  $2Cr_{(s)} \rightarrow 2Cr^{3+} + 6e^-$  (oxidation)

Cathode:



सेल डायग्राम:-



## सेल डायग्राम से सेल अभिक्रिया का निर्धारण (Determination Of Cell Reaction From Cell Diagram)

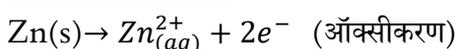
हम जानते हैं कि,

cell reaction = anode reaction + cathode reaction

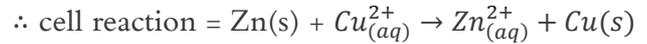
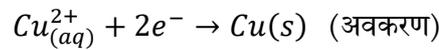
अतः एनोड तथा कैथोड अभिक्रिया को ज्ञात कर सेल अभिक्रिया को लिखा जा सकता है।

(i)  $Zn(s)|Zn_{(aq)}^{2+}||Cu_{(aq)}^{2+}|Cu$ Anode =  $Zn|Zn^{2+}$ Cathode =  $Cu^{2+}|Cu$ 

Anode reaction:



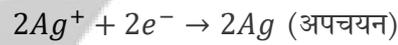
Cathode reaction:

(ii)  $Ni|Ni_{(aq)}^{2+}||Ag^+|Ag$ Anode =  $Ni(s)|Ni_{(aq)}^{2+}$ Cathode =  $Ag_{(aq)}^+|Ag(s)$ 

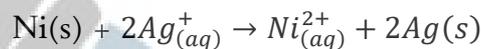
Anode reaction:



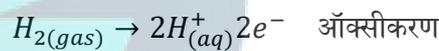
Cathode reaction:



सेल अभिक्रिया:

(iii)  $Pt, H_2(g)|H_{(aq)}^+, Cl_{(aq)}^-|AgCl|Ag(s)$ Anode =  $Pt, H_2(g)|2H_{(aq)}^+$ Cathode =  $Ag|AgCl|Cl^-$ 

Anode reaction-



Cathode reaction



सेल अभिक्रिया:



## नर्नस्ट का समीकरण

## (The Nernst Equation)

⇒ प्रयोग द्वारा ज्ञात है कि किसी इलेक्ट्रोड का विभव सेल में प्रयुक्त वैद्युत अपघट्य के सांद्रण तथा ताप पर निर्भर करता है, 1889 में वाल्टर नर्नस्ट ने इलेक्ट्रोड विभव ज्ञात करने के लिए एक संबंध स्थापित किया। इसके अनुसार,

$$E_{cell} = E_{cell}^0 - \frac{2.303RT}{nf} \log K$$

 $E_{cell}$  = इलेक्ट्रोड विभव $E_{cell}^0$  = मानक इलेक्ट्रोड विभव $n$  = स्थानांतरित  $e^-$  की संख्या $R$  = गैस स्थिरांक $T$  = केल्विन में ताप $K$  = अभिक्रिया का साम्य स्थिरांक

## Explanation:

गिब्स उर्जा

$\Delta G \rightarrow$  स्वतः प्रक्रम,  $\Delta G = -ve$



स्वतः प्रक्रम

$\Delta G \rightarrow$  अस्वतः प्रक्रम,  $\Delta G = +ve$

$\Delta G \rightarrow$  साम्यावस्था,  $\Delta G = 0$



अस्वतः प्रक्रम

अब,

$\Delta G = \{\text{निकाय द्वारा किया गया उपयोगी कार्य}\}$

$\Delta G = -nf E_{cell}$

$\Delta G^0 = -nf E_{cell}^0$

$\Delta G =$  गिब्स उर्जा

$\Delta G^0 =$  मानक गिब्स उर्जा

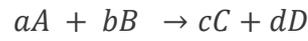
$E_{cell} =$  सेल विभव

$E_{cell}^0 =$  STP पर सेल विभव

**Nernst Equation:**

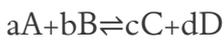
$\Delta G = \Delta G^0 + RT \ln Q$

$\ln Q = \log_e Q = 2.303 \log_{10} Q$



$Q = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$

साम्यावस्था पर,



$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$

$\therefore$  साम्यावस्था पर Q के स्थान पर K का प्रयोग किया जाता है।

$\Delta G = \Delta G^0 + RT \log_e Q$

$\Delta G = \Delta G^0 + 2.303 RT \log_{10} Q$

$\frac{-nf E_{cell}}{-nf} = \frac{-nf E_{cell}^0}{-nf} + \frac{2.303 RT \log_{10} Q}{(-nf)}$

$E_{cell} = E_{cell}^0 + \frac{2.303 RT}{(-nf)} \log_{10} Q$

$\therefore E_{cell} = E_{cell}^0 - \frac{2.303 RT}{nf} \log_{10} Q$  नर्नस्ट समीकरण

n mole  $e^-$  (anode  $\rightarrow$  cathode)

$1e^-$  का आवेश =  $1.6 \times 10^{-19}$  coulomb

1 mole  $e^-$  का आवेश

=  $6.022 \times 10^{23} \times 1.6 \times 10^{-19}$

= 96485 coulomb

= 96500 coulomb

= 1f

now,

विभवान्तर =  $\frac{\text{कार्य}}{\text{आवेश}}$

कार्य = आवेश  $\times$  विभवान्तर

$\therefore$  कार्य =  $nf \times E_{cell}$

$\therefore \Delta G = -nf E_{cell}$

$\Delta G^0 = -nf E_{cell}^0$

(दोनों तरफ -nf से भाग देने पर)

साम्यावस्था पर,

$E_{cell} = E_{cell}^0 - \frac{2.303 RT}{nf} \log_{10} K$

$E_{cell} = E_{cell}^0 - \frac{0.0591 \log_{10} K}{n}$

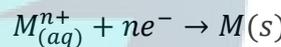
$R = 8.3145 / Kmol$

$T = 298K$

$f = 96500$

$\therefore \frac{2.303 RT}{f} = 0.0591$

माना कि एक इलेक्ट्रोड अभिक्रिया है।



$Q = \frac{n1_{(s)}}{M^{n+}_{(aq)}}$

नर्नस्ट समीकरण के अनुसार,

$E_{cell} = E_{cell}^0 - \frac{2.303 RT}{nf} \log_{10} Q$

$E_{cell} = E_{cell}^0 - \frac{2.303 RT}{nf} \log_{10} \frac{[M(s)]}{[M^{n+}(aq)]}$

$E_{cell} = E_{cell}^0 - \frac{2.303 RT}{nf} \log_{10} \left[ \frac{1}{[M^{n+}(aq)]} \right]$

$\therefore [M(s)] = 1$

$E_{cell} = E_{cell}^0 - \frac{0.0591}{n} \log_{10} \left[ \frac{1}{[M^{n+}(aq)]} \right]$  (RT का मान रखने पर)

अतः

$E_{cell} = E_{cell}^0 + \frac{0.0591}{n} \log_{10} [M^{n+}(aq)]$

$\left[ \because \log \frac{1}{x} = -\log x \right]$

डेनियल सेल के लिए नर्नस्ट समीकरण

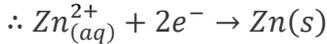
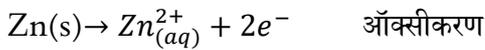


ऑक्सीकरण

(Anode)

अवकरण

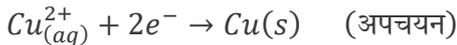
(Cathode)

**Anode:**

**Nernst समीकरण के अनुसार,**

$$E_{cell} = E_{cell}^0 - \frac{2.303 RT}{nf} \log_{10} \left[ \frac{1}{M^{n+}(aq)} \right]$$

$$\therefore E_{Zn} = E_{Zn}^0 - \frac{2.303 RT}{2f} \log_{10} \left[ \frac{1}{\text{Zn}^{2+}(aq)} \right] \quad \text{(i)}$$

**Cathode-**

$$\therefore E_{Cu} = E_{Cu}^0 - \frac{2.303 RT}{2f} \log_{10} \left[ \frac{1}{\text{Cu}^{2+}(aq)} \right] \quad \text{(ii)}$$

**Now,**

$$E_{cell} = E_{Cathode} - E_{Anode}$$

$$\therefore E_{cell} = E_{Cu} - E_{Zn} \quad \text{(iii)}$$

समि० (iii) में समि० (i), (ii) का मान रखने पर

$$E_{cell} = (E_{Cu}^0 - E_{Zn}^0) - \frac{2.303 RT}{2f} \log_{10} \frac{1}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

$$+ \frac{2.303 RT}{2f} \log_{10} \frac{1}{[\text{Zn}^{2+}]}$$

$$E_{cell} = (E_{Cu}^0 - E_{Zn}^0) + \frac{2.303 RT}{2f} \log_{10} [\text{Cu}^{2+}]$$

$$- \frac{2.303 RT}{2f} \log_{10} [\text{Zn}^{2+}]$$

$$E_{cell} = (E_{Cu}^0 - E_{Zn}^0) + \frac{2.303 RT}{2f} \log_{10} [\text{Cu}^{2+}]$$

$$- \frac{2.303 RT}{2f} \log_{10} [\text{Zn}^{2+}]$$

$$E_{cell} = (E_{Cu}^0 - E_{Zn}^0) + \frac{2.303 RT}{2f} \log_{10} [\text{Cu}^{2+}]$$

$$- \log_{10} [\text{Zn}^{2+}]$$

$$E_{cell} = E_{cell}^0 + \frac{2.303}{2f} RT \log_{10} \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Zn}^{2+}]}$$

$$\therefore \log x - \log y = \frac{x}{y}$$

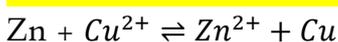
$$E_{cell} = E_{cell}^0 - \frac{2.303}{2f} RT \log_{10} \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Zn}^{2+}]}$$

$$\therefore -\frac{2.303}{f} = 0.0591$$

$$E_{cell} = E_{cell}^0 - \frac{0.0591}{2} \log_{10} \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

(298K पर)

**साम्यावस्था में गैल्वेनी सेल के लिए Nernst समीकरण:**



साम्यावस्था में,  $E_{cell} = 0$

$$K = \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

**Nernst समीकरण के अनुसार,**

$$E_{cell} = E_{cell}^0 - \frac{2.303}{2f} RT \log_{10} \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

$$0 = E_{cell}^0 - \frac{2.303}{2f} RT \log_{10} K$$

$$E_{cell}^0 = \frac{2.303}{2f} RT \log_{10} K$$

$$E_{cell}^0 = \frac{0.0591}{2} \log_{10} K$$

**विद्युत रासायनिक सेल और अभिक्रिया की मुक्त उर्जा**

(Electrochemical cell and free energy of reaction)

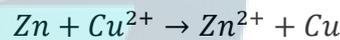
मुक्त उर्जा में कमी स्थिर ताप और दाब पर तंत्र द्वारा सम्पादित अधिकतम कार्य के समान होता है।

$$-\Delta G = w$$

एक मोल  $e^-$  के आवेश के लिए,

$$-\Delta G = nFE = -\Delta G^0 = nFE^0$$

⇒ डेनियल सेल के समीकरण के अनुसार अभिक्रिया होती है।



$$-\Delta G = nFE$$

यदि इस अभिक्रिया को निम्न प्रकार से लिखा जाए तो,



$$\therefore -\Delta G = 4fE$$

⇒ **Nernst समीकरण के अनुसार,**

$$E_{cell} = E_{cell}^0 - \frac{2.303 RT}{nf} \log_{10} K$$

साम्यावस्था में,  $E = 0$

$$E^0_{cell} = \frac{2.303 RT}{nf} \log_{10} K$$

$$nf E^0_{cell} = 2.303 RT \log_{10} K$$

$$-\Delta G^0 = 2.303 RT \log_{10} K$$

**Note: -**

$$-\Delta G^0 = -ve \quad \text{(स्वतः अभिक्रिया)}$$

⇒ **वैद्युत अनपघट्य (Non-electrolytes):-** वे यौगिक जो, द्रवित या जलीय विलयन अवस्था में विद्युत के अचालक होते हैं, उसे वैद्युत अनपघट्य कहा जाता है।

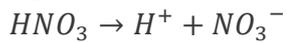
**जैसे-** चीनी, यूरिया, क्लोरोफार्म आदि।

⇒ **वैद्युत अपघट्य (Electrolytes):-** वे यौगिक जो द्रवित या जलीय विलयन अवस्था में विद्युत के सुचालक होते हैं, उसे वैद्युत अपघट्य कहा जाता है।

जैसे- NaCl, HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub> आदि।

वैद्युत अपघट्य दो प्रकार के होते हैं:-

**सबल वैद्युत अपघट्य (Strong electrolytes):-** वे वैद्युत अपघट्य जो जलीय विलयन में पूर्णतः आयनों में परिवर्तित हो जाते हैं, उसे सबल वैद्युत अपघट्य कहते हैं।

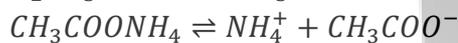
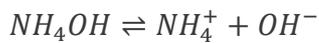


प्रबल अम्ल

प्रबल धार

इनके लवण

✚ **दुर्बल वैद्युत अपघट्य (weak electrolytes):-** वे वैद्युत अपघट्य जो जलीय विलयन में अंशतः आयनित होते हैं, उसे दुर्बल वैद्युत अपघट्य कहते हैं।



❖ **विद्युत अपघटन (Electrolytes):-** किसी यौगिक की द्रवित या विलयन की अवस्था से विद्युत धारा प्रवाहित करने पर यौगिक को अपघटित करने कि क्रिया को वैद्युत अपघटन कहते हैं।

❖ वैद्युत धारा के प्रवाह से विद्युत अपघट्यों में संपन्न रासायनिक अभिक्रिया को विद्युत अपघटन कहा जाता है।

वैद्युत अपघट्य = वैद्युत अपघटन (Electrolysis) → धनायन (Cation) (at Cathode) + ऋणायन (Anion) (at Anode)

**Example: -**



**At anode-**



**At cathode-**

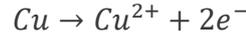


⇒ **विद्युत अपघटनी सेल (Electrolytic cell):-** जिस पात्र में विद्युत अपघटन कि क्रिया करायी जाती है, उसे विद्युत अपघटनी सेल कहते हैं।

⇒ **इलेक्ट्रोड (Electrode):-** वैद्युत अपघटनी सेल में धातु या ग्रेफाईट की डूबे पतली छड़ या तार इलेक्ट्रोड कहलाते हैं।

**वैद्युत अपघटन सेल में दो इलेक्ट्रोड होते हैं:-**

(i) **एनोड (Anode):-** विद्युत अपघटनी सेल में जिस इलेक्ट्रोड पर ऑक्सीजन होता है, उसे एनोड कहा जाता है।



(ii) **कैथोड (Cathode):-** विद्युत अपघटनी सेल में जिस electrode पर अवकरण होता है, उसे कैथोड कहा जाता है। इसे ऋनोद भी कहा जाता है।



⇒ **आयन (Ion):-** विद्युत-अपघट्य विलयन में अंशतः या पूर्णतः अपघटित होकर परमाणु या आवेशयुक्त मुलकों में टूट जाते हैं, उसे आयन कहते हैं।

**आयन दो प्रकार के होते हैं:-**

(i) **धनायन (cation):-** धन आवेशयुक्त कण धनायन कहलाता है।

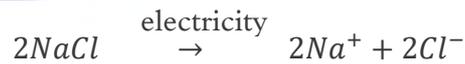
जैसे- Na<sup>+</sup>, Mg<sup>2+</sup>, Ca<sup>2+</sup>, Al<sup>3+</sup> आदि।

(ii) **ऋणायन (Anion):-** ऋण आवेशयुक्त कण ऋणायन कहलाते हैं।

द्रवित NaCl का वैद्युत अपघटन

जैसे- Cl<sup>-</sup>, O<sup>2-</sup> आदि

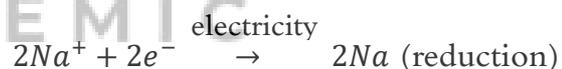
(i) **Ionization**



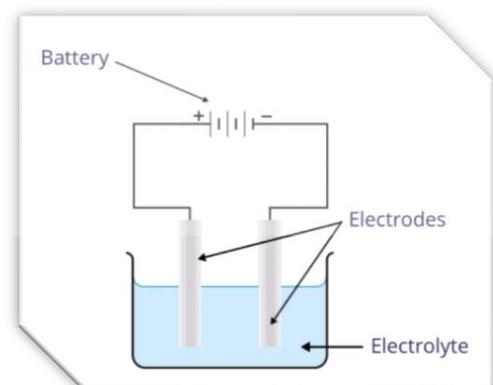
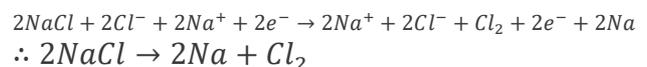
(ii) **at anode (+)**



(iii) **at cathode (-)**



**Net reaction:**

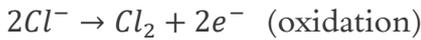


द्रवित  $\text{CaCl}_2$  का वैद्युत अपघटन:-

(i) ionization



(ii) At anode (+)

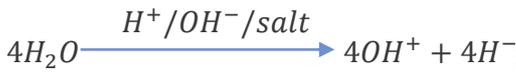


(iii) At cathode (-)

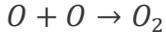
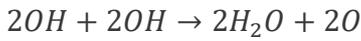


⇒ जल ( $\text{H}_2\text{O}$ ) का वैद्युत अपघटन

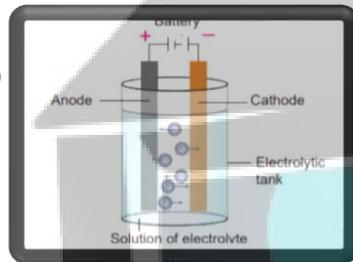
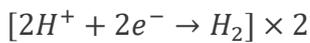
(i) Ionization



(ii) At anode (-)



(iii) At Cathode (-)

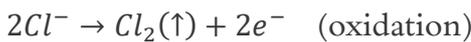


⇒ सान्द्र  $\text{NaCl}$  के जलीय विलयन का वैद्युत अपघटन

(i) Ionization:



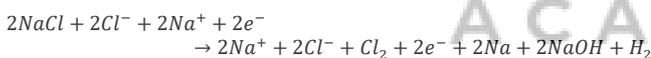
(ii) At anode:



(iii) At cathode:



Net cell reaction



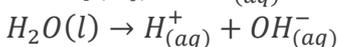
[Inert electrode: - Pt, Au, Graphite]



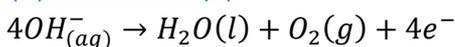
➤ जलीय  $\text{CuSO}_4$  का जलीय विलयन का वैद्युत अपघटन

(Pt) electrodes:-

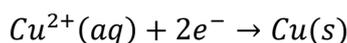
(i) Ionization: -



(ii) At anode (+)



(iii) At cathode (-)



वैद्युत अपघटन संबंधी फैराडे के नियम  
(Faraday's Law of Electrolysis)

⇒ 1833-34 में माइकेल फैराडे ने वैद्युत अपघटन के संबंध में दो नियम का प्रतिपादन किया, जिसे फैराडे के वैद्युत अपघटन के नियम कहते हैं।

➤ पहला नियम (First Law):- वैद्युत अपघटन में प्रत्येक इलेक्ट्रोड पर मुक्त होने वाली पदार्थ की द्रव्यमान विलयन में प्रवाहित होने वाले आवेश के समानुपाती होता है। माना कि किसी विलयन में  $Q$  आवेश प्रवाहित करने पर  $W$  gm पदार्थ मुक्त होता है।

$$w \propto Q$$

$$w = z \times Q$$

$$w = z \times I \times t$$

∴ विद्युत रासायनिक तुल्यांक

$$(Q = I \times t)$$

$$z = \frac{E}{f}$$

$$z = \frac{E}{f}$$

∴  $z$  = विद्युत रासायनिक तुल्यांक

$E$  = रासायनिक तुल्यांक या तुल्यांकी भार

$F$  = फैराडे नियतांक

$$\therefore 1f = 96500$$

$$\therefore W = \frac{E}{F} \times I \times t$$

विद्युत रासायनिक तुल्यांकी भार =  $\frac{\text{परमाणु द्रव्यमान}}{X.\text{factor}}$

$$E = \frac{M}{X.\text{Factor}} = \frac{A}{X.\text{Factor}}$$

$$E = \frac{\text{संयोजकता}}{\text{संयोजकता}} = \frac{\text{संयोजकता}}{\text{संयोजकता}}$$

विद्युत रासायनिक तुल्यांक ( $z$ )

एक कुलॉम विद्युत धारा से इलेक्ट्रोड पर मुक्त पदार्थ विद्युत रासायनिक तुल्यांक कहलाते हैं।

$$W = Z \times Q$$

$$W = Z \times 1 \quad [\because Q = 1C]$$

$$\therefore W = z$$

$$F = 1 \text{ mol आवेश के electron}$$

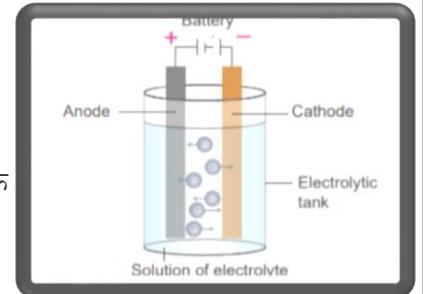
$$F = 1 \text{ mole } e^- \times 1e^- \text{ के आवेश}$$

$$= 6.022 \times 10^{23} \times 1.602 \times 10^{-19} C$$

$$= 96500 C$$

❖ दूसरा नियम (Second Law):- यदि श्रेणीक्रम में जोड़े

गए कई वैद्युत अपघटन के विलयनों से होकर एक ही विद्युत धारा प्रवाहित किया जाए, तो इलेक्ट्रोड पर मुक्त होने वाली



पदार्थों की मात्राएँ उनके रासायनिक तुल्यांकों के समानुपाती होता है।

$$W \propto E$$

$$W = K \times E$$

$$\therefore K = \frac{W}{E}$$

प्रथम वैद्युत अपघटनी सेल के लिए,

$$K = \frac{W_1}{E_1} \quad (\text{i})$$

द्वितीय वैद्युत अपघटनी सेल के लिए,

$$K = \frac{W_2}{E_2} \quad (\text{ii})$$

तृतीय वैद्युत अपघटनी सेल के लिए,

$$K = \frac{W_3}{E_3} \quad (\text{iii})$$

समीकरण (i), (ii) तथा (iii) से,

$$\frac{W_1}{E_1} = \frac{W_2}{E_2} = \frac{W_3}{E_3}$$

$$\therefore \frac{W_1}{W_2} = \frac{E_1}{E_2}, \quad \frac{W_2}{W_3} = \frac{E_2}{E_3}$$

**Proof: -**

फैराडे के प्रथम नियम से,

$$w_1 = Z_1 \times Q$$

$$Q = \frac{W_1}{Z_1} \quad (\text{i})$$

$$w_2 = Z_2 \times Q$$

$$\therefore Q = \frac{W_2}{Z_2} \quad (\text{ii})$$

समीकरण (i) तथा (ii) से,

$$\frac{W_1}{Z_1} = \frac{W_2}{Z_2}$$

$$\frac{W_1}{W_2} = \frac{Z_1}{Z_2}$$

$$\frac{W_1}{W_2} = \frac{E_1/f}{E_2/F}$$

$$\therefore \frac{W_1}{W_2} = \frac{E_1}{E_2}$$

**फैराडे के वैद्युत अपघटन के नियम की सीमाएं:-**

(i) ये सिर्फ आयनिक वैद्युत अपघटन के लिए लागू होता है।

(ii) Electrode reaction के साथ कोई Side reaction नहीं होनी चाहिए।

### विद्युत अपघटन का अनुप्रयोग (Application of Electrolysis)

- (i) विद्युत लेपन में।
- (ii) तुल्यांकी भार का निर्धारण में।
- (iii) धातुओं के शोधन में।
- (iv) धातुओं के निष्कर्षण में।
- (v) यौगिक के औद्योगिक उत्पादन में।
- (vi) विद्युत लेखन

### विद्युत अपघटनी विलयनों का चालत्त्व (Conductance of electrolytic Solution)

- ❖ विद्युत चालन दो प्रकार का होता है।
  - (i) इलेक्ट्रॉनिक चालन (electronic conductance)
  - (ii) आयनिक चालन (Ionic conduction)
- ⇒ **इलेक्ट्रॉनिक चालन:-** जिस पदार्थ से इलेक्ट्रॉन के प्रवाह के कारण विद्युत का चालन होता है, उसे इलेक्ट्रॉनिक चालन कहते हैं। इसे धात्विक चालन भी कहते हैं।
- जैसे-** धातु, मिश्रधातु, ग्रेफाइट आदि।
- आयनिक चालन (ionic conductance):-** जिस विलयन से आयन के प्रवाह के कारण विद्युत का चालन होता है, उसे आयनिक चालन कहते हैं।

इसे वैद्युत अपघटन चालन भी कहते हैं।

**जैसे-** प्रबल अम्ल, प्रबल क्षार, लवण के गलित या जलीय विलयन अवस्था

क्र सं	धात्विक चालन	आयनिक चालन
(i)	सुचालक से विद्युत का प्रवाह $e^-$ के गमन के कारण होता है।	सुचालक से विद्युत का प्रवाह आयन के गमन के कारण होता है।
(ii)	इसमें कोई रासायनिक अभिक्रिया नहीं होती है।	इसमें रेडोक्स अभिक्रिया होती है।
(iii)	इसमें पदार्थ का स्थानांतरण नहीं होता है।	इसमें आयन के रूप में पदार्थ का स्थानांतरण होता है।
(iv)	ताप वृद्धि के साथ चालन में कमी आता है।	ताप वृद्धि के कारण चालन में वृद्धि होता है।
(v)	चलात्त्व प्रायः उच्च होता है।	चलात्त्व प्रायः निम्न होता है।

**ओम का नियम (Ohm's Law):-** जर्मनी के एक महान वैज्ञानिक जॉर्ज साइमन ओम ने 1826 में एक नियम दिया, जिसे

**ओम का नियम** कहते हैं। इस नियम के अनुसार,

चालक के सिरों पर आरोपित विभवान्तर इसमें

बहने वाली विद्युत धारा के समानुपाती होता है।

विभवान्तर  $\propto$  विद्युत धारा

विद्युत धारा = नियतांक  $\times$  विद्युत धारा

$$\therefore \text{नियतांक} = \frac{\text{विभवान्तर}}{\text{विद्युत धारा}}$$

$$\text{अतः, } R = \frac{V}{I}$$

**प्रतिरोध (Resistance):-** किसी चालक में प्रवाहित विद्युत धारा के अवरोध को प्रतिरोध कहते हैं।

➤ किसी चालक के विभवान्तर तथा उसमें प्रवाहित होने वाले विद्युत धारा के अनुपात को प्रतिरोध कहा जाता है।

$$\therefore R = V/I$$

❖ प्रतिरोध का मात्रक ओम ( $\Omega$ ) होता है।

**SI Unit में,**

$$R = \frac{V}{I}$$

$$\text{ohm} = \frac{\text{volt}}{\text{Ampere}}$$

$$\therefore \text{ohm} = \text{volt ampere}^{-1}$$

$$1 \text{ ohm} = \frac{KgM^2}{S^3A^2}$$

माना कि किसी विद्युत अपघटनी सेल में इलेक्ट्रोडों के बीच की दूरी  $l$  तथा इलेक्ट्रोड के अनुप्रस्थ काट के क्षेत्रफल  $A \text{ cm}^2$  है।

$\therefore$  प्रतिरोध इलेक्ट्रोडों के बीच की दूरी के अनुपाती तथा अनुप्रस्थ काट के क्षेत्रफल के व्युत्क्रमानुपाती होता है।

$$R \propto l$$

$$R \propto \frac{1}{A}$$

$$\therefore R \propto \frac{l}{A}$$

$$R = P \times \frac{l}{A}$$

$$P = \frac{R \times A}{l}$$

$$P = \text{rho (रो)}$$

rho (रो) को प्रतिरोधकता या विशिष्ट प्रतिरोध कहा जाता है।

**प्रतिरोधकता (Resistivity):-**  $1 \text{ cm}^3$  चालक के प्रतिरोध को प्रतिरोधकता कहा जाता है।

$$R = P \times \frac{l}{A}$$

$$P = \frac{R \times A}{l}$$

**Unit,**

$$P = R \times \frac{A}{l}$$

$$= \text{ohm} \frac{\text{cm} \times \text{cm}}{\text{cm}}$$

$$= \text{ohm cm}$$

SI प्रणाली में,

$$P = \text{ohm} - m$$

$$1 \text{ ohm} - m = 100 \text{ ohm cm}$$

$$1 \text{ ohm cm} = 0.01 \text{ ohm} - m$$

⇒ इकाई लम्बाई तथा इकाई क्षेत्रफल युक्त चालक के प्रतिरोध को उसकी प्रतिरोधकता कहा जाता है।

$$R = P \times \frac{l}{A}$$

$$P = \frac{R \times A}{l}$$

$$\therefore P = R \frac{1}{1}$$

$$P = R$$

**विद्युतीय चालकता या चालत्त्व**

**(Electrical Conductivity or Conductance)**

➤ किसी चालक के विद्युतीय प्रतिरोध के व्युत्क्रम को उसका विद्युतीय चालकता या चलात्त्व कहा जाता है। इसे G से सूचित किया जाता है।

$$\text{चालकत्व} = \frac{1}{\text{प्रतिरोध}}$$

$$G = \frac{1}{R}$$

G का इकाई  $\text{ohm}^{-1}$  या mho (म्हो) होता है।

SI प्रणाली में G का इकाई साइमन (Siemens) s होता है।

$$1s = 1\Omega^{-1}$$

**चालकता या विशिष्ट चलात्त्व**

**(Conductance or Specific Conductance)**

⇒ किसी वैद्युत अपघटनी सेल के एकांक आयतन में इलेक्ट्रोड का क्षेत्रफल  $1\text{cm}^2$  तथा उनके बीच की दूरी  $1\text{cm}$  का चलात्त्व चालकता या विशिष्ट चलात्त्व कहलाती है।

**Note:** - किसी सुचालक के प्रतिरोधकता के व्युत्क्रम को चालकता या विशिष्ट चालत्त्व कहा जाता है। इसे कप्पा ( $k$ ) से सूचित किया जाता है।

$$R = P \times \frac{l}{A}$$

$$\frac{1}{R} = \frac{1}{P} \times \frac{A}{l}$$

$$G = K \times \frac{A}{l}$$

यदि  $l = 1\text{cm}^2$  तथा,

$A = 1\text{cm}^2$  हो, तो

$$G = K \times \frac{1\text{cm}^2}{1\text{cm}^2}$$

$$G = K$$

जहाँ,  $G =$  चालकत्व तथा  $K =$  चालकता

2<sup>nd</sup> Method

$$K = \frac{1}{P}$$

$$\left(\because P = R \times \frac{A}{L}\right)$$

$$K = \frac{l}{R \times A}$$

$$K = \frac{1}{R} \times \frac{l}{A}$$

$$K = G \times \frac{l}{A}$$

$$\therefore K = G \times x$$

जहाँ  $x = \frac{l}{A}$  को सेल स्थिरांक कहा जाता है।

अतः चालकता = चालकत्व  $\times$  सेल स्थिरांक

चालकता या विशिष्ट चालकत्व की इकाई  $\text{ohm}^{-1} \text{cm}^{-1}$  होता

है।

$$K = G \times x$$

$$= \text{ohm}^{-1} \times \frac{l}{A}$$

$$= \text{ohm}^{-1} \times \frac{\text{cm}}{\text{cm} \times \text{cm}}$$

$$= \text{ohm}^{-1} \text{cm}^{-1} \quad (\text{C.G.S Unit})$$

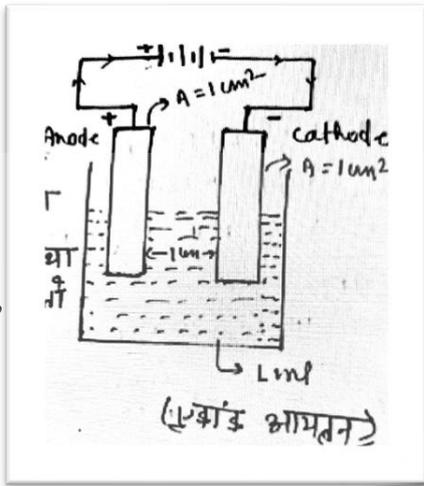
$$= \text{s cm}^{-1}$$

$$K = \text{sm}^{-1} \quad (\text{SI Unit})$$

**Note:** - नियत ताप पर वैद्युत अपघट्य की चालकता उसमें आयन की संख्या विद्युत आवेश तथा आयनिक वेग पर निर्भर करता है।

**Note:** - ताप में वृद्धि से चालकता में वृद्धि होती है।

**मोलर चालकता (Molar Conductivity):** - एक मोल वैद्युत अपघट्य की चालकता को मोलर चालकता कहा जाता है। इसे  $\Lambda m$  सूचित किया जाता है।



1 मोल विद्युत अपघट्य =  $V$  आयतन

एकांक आयतन की चालकता =  $k$

$\therefore V$  आयतन की चालकता =  $k \times V$

अतः,

मोलर चालकता =  $K \times V$

$$\Lambda M = k \times V \quad (\text{i})$$

Again,

$$\text{मोलरता (M)} = \frac{n}{V}(l)$$

$$M = \frac{1}{Vl} \quad \text{यदि } n = 1$$

$$M = \frac{1000}{V(Ml)}$$

$$V(Ml) = \frac{1000}{M} \quad (\text{ii})$$

समी० (ii) का मान समी० (i) एक में रखने पर,

$$\Lambda M = k \times V$$

$$\Lambda M = k \times \frac{1000}{M}$$

यदि  $M = c$  मोलर सांद्रण

तब,

$$\Lambda m = \frac{k \times 1000}{c}$$

मोलर चालकता की इकाई (Unit of Molar Conductivity)

$$\Lambda M = \frac{k \times 1000}{M}$$

$$= \frac{\text{ohm}^{-1} \text{cm}^{-1}}{\text{mol L}^{-1}}$$

$$= \text{ohm}^{-1} \text{cm}^{-1} \text{mol}^{-1} \text{L}$$

**तुल्यांकी चालकता (Equivalent Conductivity):** - एक

ग्राम तुल्यांक विद्युत अपघट्य के विलयन की चालकत्व उसकी

तुल्यांकी चालकता कहते हैं। इसे  $\Lambda eq = k \times V$  (i)

$$\text{नार्मलता} = \frac{w_B \times 1000}{E_B \times V(\text{ml})}$$

एक ग्राम तुल्यांक

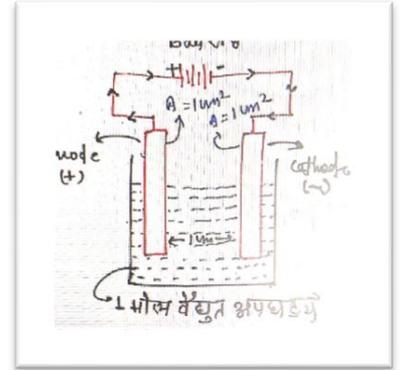
$$\therefore W_B = E_B$$

अतः,

$$\text{नार्मलता} = \frac{\text{ग्राम तुल्यांक भारों की संख्या}}{\text{आयतन}}$$

$$N = \frac{1000}{V}$$

$$\therefore V = \frac{1000}{N} \quad (\text{ii})$$



समी० (ii) का मान समी० (i) एक में रखने पर,

$$\text{नार्मलता} = \frac{\text{भार}}{\text{तुल्यांक भार} \times \text{आयतन}}$$

$$\Lambda eq = k \times V$$

$$\therefore \text{तुल्यांक भार} = \frac{\text{मोलर द्रव्यमान}}{V}$$

$$= \frac{k \times 1000}{N}$$

$$\text{नार्मलता } N = C eq$$

जहाँ  $C eq =$  तुल्यांकी सांद्रता

$$\Lambda eq = \frac{k \times 1000}{C eq}$$

तुल्यांकी चालकता की इकाई,

$$\Lambda eq = \frac{k \times 1000}{N}$$

$$= \Omega^{-1} \text{cm}^{-1} N^{-1}$$

या,

$$\Lambda eq = \frac{\text{ohm}^{-1} \text{cm}^{-1}}{\text{ग्राम तुल्यांक } L^{-1}}$$

$$= \text{ohm}^{-1} \text{cm}^{-1} \text{ग्राम तुल्यांक}^{-1} L$$

**सेल स्थिरांक (Cell Constant):-** विद्युत अपघटनी सेल में

Electrode के बीच की दूरी ( $l$ ) तथा electrode के अनुप्रस्थ काट के क्षेत्रफल के अनुपात को सेल स्थिरांक को कहा जाता है।

⇒ सेल स्थिरांक को  $G^*$  से सूचित किया जाता है।

$$G^* = \frac{l}{A}$$

⇒  $l$  और  $A$  का मान सही-सही निर्धारण संभव नहीं है, अतः

सेल स्थिरांक को एक अप्रत्यक्ष विधि से ज्ञात किया जाता है।

$$R = P \times \frac{l}{A}$$

$$R = P \times G^0$$

$$G^0 = \frac{R}{P}$$

$$G^0 = \frac{P}{R}$$

$$G^0 = \frac{\text{प्रयोगिक अवरोध}}{\text{प्रतिरोधकता}}$$

$$G^0 = \frac{\text{प्रयोगिक चालकत्व}}{1}$$

$$\therefore G^0 = \frac{\text{विशिष्ट चालकत्व}}{\text{प्रयोगिक चालकत्व}}$$

मोलर चालकता तथा तुल्यांकी चालकता में संबंध (Relation between Conductance and Equivalent Conductance):-

$$\Lambda m = \frac{K \times 1000}{M}$$

$$\therefore \frac{\Lambda m}{\Lambda eq} = \frac{K \times 1000}{M}$$

$$\frac{\Lambda m}{\Lambda eq} = \frac{K \times 1000}{N}$$

$$\frac{\Lambda m}{\Lambda eq} = \frac{N}{M}$$

$$\frac{\Lambda m}{\Lambda eq} = \frac{\text{तुल्यांक भारों की संख्या}}{V}$$

$$\frac{\Lambda m}{\Lambda eq} = \frac{\text{मोल}}{V}$$

$$\frac{\Lambda m}{\Lambda eq} = \frac{\text{तुल्यांक भारों की संख्या}}{\text{मोल}}$$

$$\frac{\Lambda m}{\Lambda eq} = \frac{\text{भार}}{\text{भार}}$$

$$\frac{\Lambda m}{\Lambda eq} = \frac{\text{अनुभार तुल्यांकी भार}}{\text{भार}}$$

$$\frac{\Lambda m}{\Lambda eq} = \frac{\text{मोलर द्रव्यमान}}{\text{मोलर द्रव्यमान}}$$

$$\frac{\Lambda m}{\Lambda eq} = \frac{\text{मोलर द्रव्यमान}}{X}$$

$$\frac{\Lambda m}{\Lambda eq} = X$$

$$\frac{\Lambda m}{\Lambda eq} = X$$

( $x =$  आवेश)

$$\therefore \Lambda m = X \times \Lambda eq$$

चालकत्व या तनुता का प्रभाव

(Effect of dilution on conductance)

$$G = \frac{1}{R}$$

➤ किसी विद्युत अपघट्य के विलयन को तनु करने पर उसका आयतन का मात्रा बढ़ता है। अतः आयनों की संख्या बढ़ती है। अतः चालकत्व में वृद्धि होती है।

1. दुर्बल वैद्युत अपघट्य के लिए:-



सांद्रता ↓ → आयतन ↑ → चालकत्व ↑ <sup>कारण</sup> →  $\alpha \uparrow \uparrow \uparrow$  → चालकत्व  $\uparrow \uparrow \uparrow$

∴ आयतन बढ़ाने पर चालकत्व में अधिक वृद्धि होती है।

2. प्रबल वैद्युत अपघट्य के लिए :-  $KCl (\alpha 100\%)$

सांद्रता ↓ → आयतन ↑ → चालकत्व ↑ <sup>कारण</sup>

∴ आयतन बढ़ाने पर चालकत्व में अधिक वृद्धि होती है।

## चालकता पर तनुता का प्रभाव

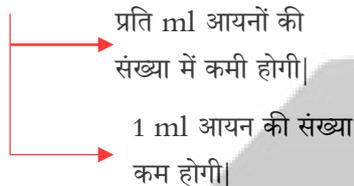
## (Effect of dilution on Conductivity)

प्रबल तथा दुर्बल वैद्युत अपघट्य के विलयन को तनु करने पर आयनों की संख्या प्रति एकांक आयतन में घटता है, जिससे चालकता ( $k$ ) में कमी आती है।

अतः,

$$\text{चालकता} \propto \frac{1}{\text{तनुता}}$$

सांद्रता  $\downarrow \rightarrow$  आयतन  $\uparrow \rightarrow$  चालकता  $\downarrow$



## मोलर चालकता पर तनुता का प्रभाव

## (Effect of dilution on Molar Conductivity)

(i) विद्युत अपघटनी विलयन का सांद्रता घटाने पर वैद्युत अपघट्य का आयतन बढ़ता है, अतः 1 मोल युक्त कुल आयतन में वृद्धि होता है, जिससे मोलर चालकों ( $\Lambda m$ ) में वृद्धि होता है।  
सांद्रता  $\downarrow \rightarrow$  आयतन  $\uparrow \rightarrow \Lambda m \uparrow$

अर्थात्,  $\Lambda m \propto \frac{1}{\text{सांद्रता}}$

(ii) शून्य सांद्रता की स्थिति में आयनन पूर्ण हो जाता है, ( $\alpha = 1$ )। अतः  $\Lambda m$  का मान इस स्थिति में महत्तम होता है, जिसे सीमान्त मोलर चालकता ( $\Lambda_m^\infty$ ) कहा जाता है। इसे अनन्त मोलर चालकता भी कहा जाता है।

$\Rightarrow$  प्रबल वैद्युत अपघट्य के लिए  $\Lambda m$  में तनुता पर परिवर्तन प्रबल वैद्युत अपघट्य ( $KCl, NaCl, HCl$  etc) के तनु विलयन की स्थिति में  $\Lambda m$  तथा मोलर सांद्रण के वर्गमूल ( $\sqrt{cm}$ ) के मध्य ग्राफ खींचने पर सीधी रेखा प्राप्त होती है।  $\sqrt{cm} = 0$  के स्थिति में मोलर चालकता अपने अधिकतम मान पर पहुँच जाती है, जिसे सीमान्त मोलर चालकता कहा जाता है। प्राप्त आरेख को  $\Lambda m = \Lambda_m^\infty - A\sqrt{cm}$  द्वारा सूचित किया जाता है। इस समीकरण को Debye-Huckel-Onsagar equation कहा जाता है। जो निम्न सांद्रण की स्थिति में मान्य होता है।

$$\sqrt{cm} = 0$$

$$\therefore \Lambda m = \Lambda_m^\infty$$

अतः ग्राफ के वहिर्वेशन द्वारा प्रबल वैद्युत अपघट्य का  $\Lambda^\infty m$  का निर्धारण किया जा सकता है।

$cm = 0$  पर  $\Lambda m$  का अधिकतम मान  $\Lambda_m^\infty$  प्राप्त होता है।

$\therefore \Lambda_m^\infty =$  अधिकतम/सीमान्त/अनन्त मोलर चालकता

दुर्बल वैद्युत अपघट्य के लिए  $\Lambda m$  में तनुता के साथ परिवर्तन

सामान्य सांद्रण के स्थिति में weak electrolytes

( $CH_3COOH, NH_4OH$  etc) के  $\Lambda m$  के मान किसी

strong electrolyte से कम होता है। जब ऐसे

electrolytes का सांद्रण घटाया जाता है  $\Lambda m$  पहले धीरे-धीरे

तथा बाद में काफी तीव्रता से बढ़ता है अतः  $\Lambda m$  और  $\sqrt{cm}$  के

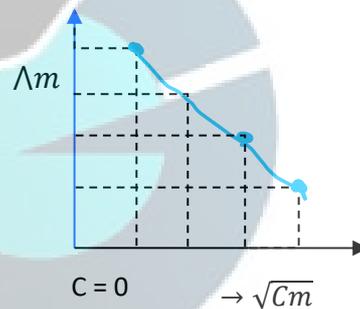
मध्य ग्राफ खींचने पर सीधी रेखा प्राप्त नहीं होती है। अतः अनन्त

तनुता ( $cm \rightarrow 0$ ) पर electrolytes का पूर्ण आयनन होता

है किन्तु ऐसी कम सांद्रता पर विलयन का  $\Lambda m$  इतना कम होता

है कि इसका मापन असंभव है ऐसी स्थिति में  $\Lambda m$  का निर्धारण

कोलराउस के नियम द्वारा किया जाता है।



$\Rightarrow$  कोलराउस के आयनों के स्वतंत्र अभिगमन के नियमः

कोलराउस का नियम (Kohlrausch's law of independent migration of ions :

Kohlrausch's law:- भिन्न-भिन्न प्रबल वैद्युत अपघट्य

के  $\Lambda_m^\infty$  के मानों का प्रायोगिक निर्धारण एवं अध्ययन के

आधार पर कोलराउस ने 1875 में एक नियम का

प्रतिपादन किया जिसे कोलराउस के नियम कहते हैं। इस

नियम के अनुसार,

किसी विद्युत अपघट्य का अनन्त मोलर चालकता

उससे उत्पन्न होता धनायन तथा ऋणायन के व्यक्तिगत योगदान

के योग के बराबर होता है।

$$\Lambda_m^\infty = V_+ \lambda_+^\infty + V_- \lambda_-^\infty$$

प्रबल वैद्युत अपघट्यः

(i)  $\Lambda_{NaCl}^\infty = \Lambda_{Na^+}^\infty + \Lambda_{Cl^-}^\infty$

(ii)  $\Lambda_{KCl}^\infty = \Lambda_{K^+}^\infty + \Lambda_{Cl^-}^\infty$

(iii)  $\Lambda_{CH_3COONa}^\infty = \Lambda_{CH_3COO^-}^\infty + \Lambda_{Na^+}^\infty$

(iv)  $\Lambda_{MgCl_2}^\infty = \Lambda_{Mg^{2+}}^\infty + 2\Lambda_{Cl^-}^\infty$

$$(v) \Lambda_{AlCl_3}^\infty = \Lambda_{Al^{3+}}^\infty + 3\Lambda_{Cl^-}^\infty$$

$$(v) \Lambda_{Al_2(SO_4)_3}^\infty = 2\Lambda_{Al^{3+}}^\infty + 3\Lambda_{SO_4^{2-}}^\infty$$

कोलराउस नियम का अनुप्रयोग

(Applications of Kohlrausch's law)

01. दुर्बल विद्युत अपघट्य जैसे-  $CH_3COON$ ,  $NH_4OH$  + आदि के सीमान्त मोलर चालकता की गणना की जा सकती है।

जिसका निर्धारण बहिर्वेशन द्वारा नहीं किया जा सकता है।

जैसे:-  $\Lambda_{CH_3COOH}^\infty = ?$

$$\Lambda_{CH_3COOH}^\infty = \Lambda_{H^+}^\infty + \Lambda_{CH_3COO^-}^\infty$$

Now,

$$\left. \begin{aligned} \Lambda_{NaCl}^\infty &= 125 \text{ S cm}^2 \text{ mol}^{-1} \\ \Lambda_{HCl}^\infty &= 420 \text{ S cm}^2 \text{ mol}^{-1} \\ \Lambda_{CH_3COONa}^\infty &= 90 \text{ S cm}^2 \text{ mol}^{-1} \end{aligned} \right\} \begin{array}{l} \text{From} \\ \text{extrapolation of} \\ \text{graph} \end{array}$$

$$\Lambda_{NaCl}^\infty = \Lambda_{Na^+}^\infty + \Lambda_{Cl^-}^\infty \quad (i)$$

$$\Lambda_{HCl}^\infty = \Lambda_{H^+}^\infty + \Lambda_{Cl^-}^\infty \quad (ii)$$

$$\Lambda_{CH_3COONa}^\infty = \Lambda_{Na^+}^\infty + \Lambda_{CH_3COO^-}^\infty \quad (iii)$$

समी० (ii) तथा (iii) के योग से समी० को घटाने पर,

$$\Lambda_{HCl}^\infty + \Lambda_{CH_3COONa}^\infty - \Lambda_{NaCl}^\infty = \Lambda_{H^+}^\infty + \Lambda_{Cl^-}^\infty +$$

$$\Lambda_{Na^+}^\infty + \Lambda_{CH_3COO^-}^\infty + \Lambda_{Na^+}^\infty + \Lambda_{Cl^-}^\infty$$

$$\Rightarrow 420 + 90 - 125 = \Lambda_{H^+}^\infty + \Lambda_{CH_3COO^-}^\infty$$

$$\therefore \Lambda_{H^+}^\infty + \Lambda_{CH_3COO^-}^\infty = 385$$

अतः,

$$\Lambda_{CH_3COOH}^\infty = \Lambda_{H^+}^\infty + \Lambda_{CH_3COO^-}^\infty$$

$$= 385$$

02. किसी दुर्बल विद्युत अपघट्य (जैसे- $CH_3COOH$ ) के लिए

किसी सांद्रता C पर  $\Lambda_m^c$  तथा  $\Lambda_m^\infty$  के मान की सहायता से

उसके वियोजन अंश ( $\alpha$ ) का मान ज्ञात किया जा सकता है।

$$\alpha = \frac{\Lambda_m^c}{\Lambda_m^\infty}$$

जहाँ,  $\Lambda_m^c = c$  सांद्रण पर मोलर चालकता

$\Lambda_m^\infty =$  अनंत तनुता पर मोलर चालकता

03. किसी दुर्बल विद्युत अपघट्य के आयनन स्थिरांक या

वियोजन स्थिरांक की गणना इस नियम की सहायता से की जाती



प्रारंभिक समय में

प्रारंभिक	1	0	0
-----------	---	---	---

समय में

साम्यावस्था में	$1 - \alpha$	$\alpha$	$\alpha$
-----------------	--------------	----------	----------

मैं		$\frac{1}{V}$	$\frac{\alpha}{V}$
-----	--	---------------	--------------------

मोलर सांद्रण	$1 - \alpha$	$\frac{1}{V}$	$\frac{\alpha}{V}$
--------------	--------------	---------------	--------------------

साम्यावस्था नियमनुसार,

$$K = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]}$$

$$= \frac{0}{V} \times \frac{\alpha}{V}$$

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

$$= \frac{\alpha^2}{(1 - \alpha)V}$$

(Ostwald Equation)

जहाँ,

$K =$  वियोजन स्थिरांक

$\alpha =$  वियोजन की मात्रा

$V =$  विलयन के आयतन

दुर्बल विद्युत अपघट्यों की वियोजन की मात्रा ( $\alpha$ ) बहुत कम

होती है तो,

$$1 - \alpha$$

$$= 1 - 0$$

$$= 1$$

$$\therefore K = \frac{\alpha^2}{(1 - \alpha)V}$$

$$K = \frac{\alpha^2}{(1 - 0)V}$$

$$K = \frac{\alpha^2}{V}$$

$$\alpha^2 = KV$$

$$\alpha \propto \sqrt{KV}$$

अर्थात्,

स्थिर ताप पर किसी दुर्बल विद्युत अपघट्य के वियोजन की मात्रा

विलयन की तनुता या आयतन (V) के वर्गमूल के समानुपाती

होता है।

$$\therefore V = \frac{1}{C \text{ (सांद्रता)}}$$

$$\alpha = \sqrt{K/c}$$

$$\alpha \propto \sqrt{1/c}$$

स्थिर ताप पर किसी दुर्बल विद्युत अपघट्य के वियोजन की मात्रा

उसके मोलर सांद्रण के वर्गमूल के व्युत्क्रमानुपाती होता है।

सेल या बैट्री

(Cell or Battery)

बैट्री (Battery):- दो या दो से अधिक समान सेलों के श्रेणीबद्ध

संयोजन को बैट्री कहा जाता है।

**आदर्श एवं सामान्य उपयोगी बैट्री की विशेषतायें**

- (i) बैट्री को हल्का होना चाहिए।
- (ii) बैट्री को Constant Voltage प्रदान करना चाहिए
- (iii) पुनः आवेशित
- (iv) कम कीमत
- ❖ क्रियाविधि एवं उपयोगिता के आधार पर बैट्री दो प्रकार के होते हैं।

- (i) प्राथमिक बैटरी (Primary battery)
- (ii) द्वितीयक बैट्री (Secondary battery)

**(i) प्राथमिक बैटरी (Primary battery):-** वे बैट्री जिसे पुनः आवेशित नहीं किया जा सकता है, उसे प्राथमिक बैट्री कहते हैं।

- ❖ जब तक redox अभिक्रिया होती रहती है तब तक ए कार्य करते हैं।
- ❖ इसमें अभिक्रिया केवल एक ही दिशा में संपन्न होती है।
- ❖ अभिक्रिया के पूर्ण हो जाने पर सेल अनुपयोगी हो जाते हैं।

**जैसे-** शुष्क सेल (Dry cell), मर्करी सेल (Mercury cell)

**शुष्क सेल:-** यह एक सरल प्राथमिक सेल है, जिसका आविष्कार जॉर्ज लैक्लान्शे ने किया था। अतः इसे लैक्लान्शे सेल कहा जाता है। इसे पूर्ण आवेशित नहीं किया जा सकता है।

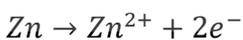
**संरचना एवं क्रियाविधि (Structure and Mechanism):-**

इस सेल में जस्ते का एक बर्तन ऋण इलेक्ट्रोड (एनोड) का काम करती है, इसकी बाहरी शतह कार्डबोर्ड से ढकी रहती है ताकि वह वायुमंडलीय प्रभाव से सुरक्षित रहे, इसमें  $NH_4Cl$  तथा  $MnO_2$  के मिश्रण के भीगी लेई भर दी जाती है। इस लेई के मध्य भाग में Graphite की एक छड़ डूबा दी जाती है जो धन इलेक्ट्रोड (कैथोड) का कार्य करती है। सेल के संभवतः ऑक्सीकरण अपचयन अभिक्रिया होती है।

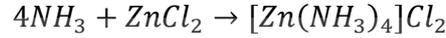
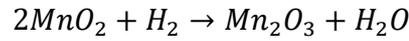
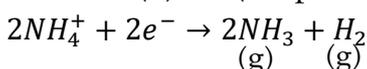
सेल के उपरी सिरे को लाह से बंद कर दिया जाता है ताकि सेल के अन्दर रखे पदार्थ का रिसाव न हो, Graphite छड़ के उपरी सिरे पर पीतल का ढक्कन रहता है, ताकि विद्युत संपर्क कायम रहे।  $NH_4Cl$  के लेई वैद्युत अपघट्य का कार्य करती है।

**Ionization (आयनन)**

Anode (-) पर: (Zinc Pot)



Cathode (+) पर: (Graphite rod)



(उत्पन्न  $H_2$  और  $NH_3$  को खपत इस प्रकार से किया जाता है।)

**⇒ शुष्क सेल के उपयोग (Uses of Dry cell):-**

- (i) ट्रांजिस्टरो में
- (ii) घड़ी में
- (iii) रिमोट में
- (v) रेडियो, आदि में।

**शुष्क सेल के लाभ:-**

- (i) इस सेल का विभव 1.50 volt होता है।
- (ii) यह हल्का और सस्ता होता है।
- (iii) इसमें किसी द्रव का उपयोग नहीं किया जाता है।
- (iv) इसे एक स्थान से दुसरे स्थान ले जाना आसन होता है

**शुष्क सेल की सीमाएँ (Limitation of dry cell):-**

- (i) इसके किसी भी अवकारक के समाप्त हो जाने पर यह बेकार हो जाती है।
- (ii) लेई का थोड़ा अम्लीय होने के कारण जस्ते के बर्तन का क्षय होने लगता है इसलिए इसकी आयु कम होती है।
- (iii) मुक्त  $Zn^{2+}$  अयन के सांद्रण घटने से voltage भी घटता है।

- **मर्करी सेल (Mercury cell):-** वह सेल जो अधिक स्थिर voltage (1.35v) प्रदान करता है, उसे मर्करी सेल कहा जाता है।

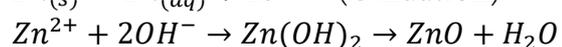
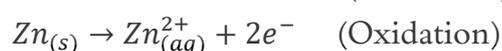
**Note:-** मर्करी सेल को Ruben Mallory cell भी कहा जाता है।

**⇒ मर्करी सेल की संरचना (Structure of Mercury Cell)**

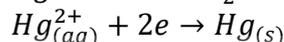
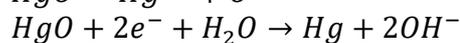
मर्करी सेल में Zn-Hg अमलगम एनोड एवं  $HgO + C$  का Paste कैथोड का कार्य करता है। इसमें  $KOH$  तथा  $ZnO$  का Paste वैद्युत अपघट्य का कार्य करता है। वैद्युत अपघट्य पेस्ट को Inert Porous पदार्थ में रखा जाता है।

**क्रियाविधि (Mechanism):-**

Anode पर :



Cathode (-) पर



**मर्करी सेल का उपयोग (Uses of Mercury cell):-**

- Camera में
- सुनने वाले यंत्र में
- घड़ी
- विद्युत खिलौना में, आदि।

**मर्करी सेल का लाभ (Advantage of Mercury Cell)**

- इस सेल का विभव 1.35-volt होता है।
- इसे एक स्थान से दुसरे स्थान ले जाना आसन है।
- यह बहुत हल्का होता है।

मर्करी सेल की सीमाएँ:-

- ये महंगा होता है।

⇒ **द्वितीयक सेल (Secondary cell):-** वे सेल जिन्हें विद्युत धारा प्रवाहित कर पूनः आवेशित करके बार-बार उपयोग में लाया जा सकता है, उसे द्वितीयक सेल कहा जाता है।

इन्हें Storage Cell या Accumulator भी कहा जाता है।

**जैसे:-**

- सीसा संचालक सेल (Lead Storage battery)
- नीकल संचालक सेल (Nickel-Cadmium Storage Battery)

➤ **सीसा संचालक सेल:-** यह एक द्वितीयक सेल है जो इसे अनेक बार discharge या charge किया जा सकता है। इस सेल में Pb का एनोड एवं  $PbO_2$  से भरे हुए Pb and Grid का कैथोड होता है। 38%  $H_2SO_4$  का विलयन विद्युत अपघट्य का कार्य करता है।

Anode = Pb (सीसा)

Cathode = PbO से भरा Pb Grid

विद्युत अपघट्य = 38%  $H_2SO_4$



सभी सेल प्लेट एकांतर क्रम में एक दुसरे के समान्तर जुड़े रहते हैं।

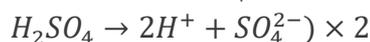
⇒ Cathode का Pb सेल अभिक्रिया में भाग नहीं लेता है।

लेड संचायक सेल में दो प्रकार की अभिक्रिया होती है।

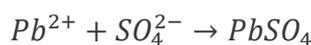
- निरावेशन अभिक्रिया (Discharge Reaction)

- आवेशन अभिक्रिया (Recharge Reaction)

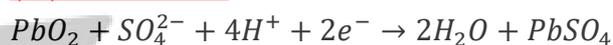
**(i) निरावेशन अभिक्रिया:-** बैट्री का उपयोग निरावेशन अभिक्रिया कहलाती है।



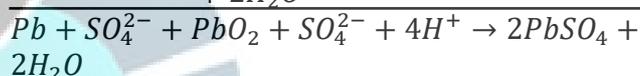
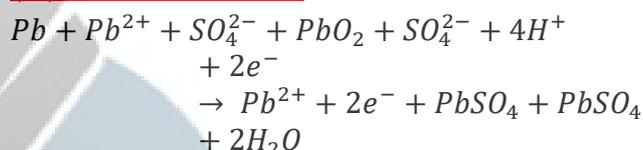
**(ii) Anode (-) पर**



**(iii) Cathode पर**



**(iv) Net cell reaction**



⇒ निरावेशन के वक्त  $H_2SO_4$  का खर्च होता है, जिससे इसका घनत्व  $1.38 \text{ gm}^3$  से घटकर  $1.20 \text{ gm}^3$  हो जाता है। इस स्थिति में इसे recharge करने की आवश्यकता होती है।

➤ **आवेशन अभिक्रिया (Recharging reaction):-**

Discharge battery को DC Source से जोड़कर (जिसका voltage > 12v) recharge करने की प्रक्रिया को आवेशन अभिक्रिया कहा जाता है।

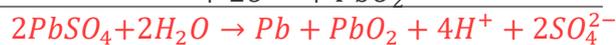
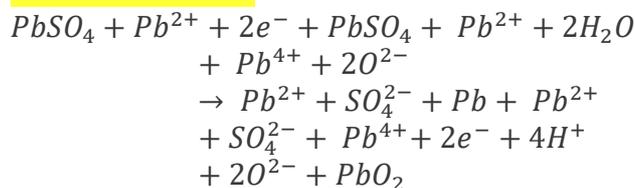
**(i) Cathode (-) पर**



**(ii) Anode (+) पर**



**Net Cell reaction**



⇒ बाह्य स्रोत से electron विपरित दिशा में आरोपित होती है जिससे एनोड पर Pb तथा Cathode पर  $PbO_2$  विक्षेपित

हो जाती है, Recharging में cell वैद्युत अपघटनी सेल की तरह कार्य करता है।

**अतः** Discharging में निर्मित  $PbSO_4$  recharging में क्रमशः  $PbO_2$  में परिणित हो जाते हैं।

⇒ Secondary cell का उपयोग:

- (i) वाहन में
- (ii) इनवर्टर में,

**ईंधन सेल (Fuel cell):-** वह सेल जिसमें ईंधन के रासायनिक उर्जा से सीधे विद्युतीय उर्जा प्राप्त की जाती है, उसे ईंधन सेल कहा जाता है।

⇒ इस सेल में ईंधन के रूप में  $H_2, CH_4, CH_3OH$  आदि का प्रयोग किया जाता है।

**ईंधन सेल के उदाहरण:-** (i)  $H_2 - O_2$  Fuel Cell

(ii)  $CH_4 - O_2$  Fuel Cell

(iii)  $CH_3 - OH - O_2$  Fuel Cell

(iv) Propane –  $O_2$  Fuel Cell

(v) CO –  $O_2$  Fuel Cell

**$H_2 - O_2$  ईंधन सेल:-** इस सेल में Pt, Ag या CaO स्तरित युक्त कार्बन रॉड (Graphite) इलेक्ट्रोड सांद्र जलीय NaOH या KOH वैद्युत अपघट्य में डूबे रहते हैं। इलेक्ट्रोड पर  $H_2$  व  $O_2$  गैस प्रवाहित किया जाता है।

**क्रियाविधि (Mechanism):-**

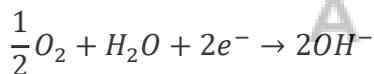
(i) Ionization (आयनन)



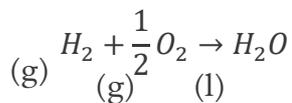
(ii) At anode (-)



(iii) At cathode (+)



(iv) Net cell reaction



**ईंधन सेल के लाभ (Advantage of Fuel Cell):-**

- (i) इस सेल की कार्य क्षमता अधिक होती है।
- (ii) इस एल की दक्षता 70-75% होती है।
- (iii) बहुत हल्का होने के कारण इस सेल को अंतरिक्ष यानों में उपयोग किया जाता है।

(iv) इस सेल में प्रतिफल के रूप में जल प्राप्त होते हैं, जो प्रदूषण रहित है तथा इसका उपयोग अंतरिक्ष यानों पीने में करते हैं।

⇒ **ईंधन सेल की सीमाएँ (Limitation of fuel cell):-**

- (i) इनमें महंगे उत्प्रेरक का उपयोग होता है।
- (ii) इनके वैद्युत अपघट्य अधिक संक्षारक होता है।
- (iii) इसे Handle करना कठिन होता है।

**Note:** -  $H_2 - O_2$  ईंधन सेल का उपयोग Apollo Mission में किया गया था।

**संक्षारण (Corrosion):-**  $CO_2, O_2$  जलवाष्प आदि के उपस्थिति में धातुओं का स्वतः क्षय होने की क्रिया संक्षारण कहलाते हैं।

**उदाहरण:-** (i) लोहे में जंग लगना

(ii) Cu एवं पीतल को हरा होना

(iii) चाँदी का काला होना आदि।

⇒ संक्षारण से पुलों, भवनों, जहाजों, तथा लोहे से बने अन्य वस्तुओं को बहुत हानि होती है।

⇒ संक्षारण धातुओं के निष्कर्षण के विपरित प्रक्रम है।



संक्षारण की क्रियाविधि

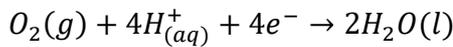
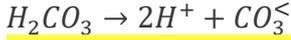
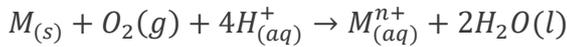
(Mechanism of Corrosion)

धातुओं का संक्षारण एक विद्युत रासायनिक घटना है, जिसकी क्रियाविधि की व्याख्या वैद्युतरासायनिक सिद्धांत के द्वारा की जाती है।

**विद्युत रासायनिक सिद्धांत के अनुसार:-**

वायुमंडलीय  $O_2$  तथा  $CO_2$  युक्त जलवाष्प (वैद्युत अपघट्य) के उपस्थिति में अशुद्ध धातु की शतह वैद्युत रासायनिक सेल का कार्य करता है। जिसमें शुद्ध धातु एनोड एवं अशुद्ध धातु कैथोड का कार्य करता है। सेल के एनोड पर ऑक्सीकरण के द्वारा शुद्ध धातु धनायन में परिवर्तित होकर वैद्युत अपघट्य विलयन में जाता है, जिससे उसका क्षय होता है। कैथोड पर  $H_2$  गैस उत्पन्न होती है जो  $O_2$  द्वारा जल में ऑक्सीकृत हो जाता है।

**Anode reaction:** -  $M_{(s)} \rightarrow M_{(aq)}^{n+} + ne^-$

**Cathode reaction: -****Net cell reaction:-****संक्षारण का वर्गीकरण (Classification of Corrosion):-**

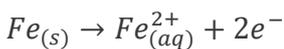
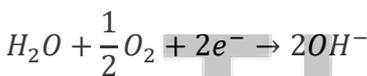
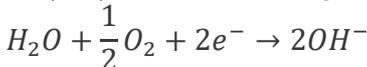
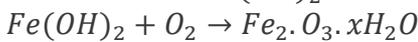
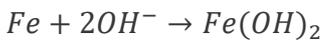
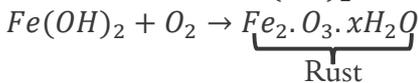
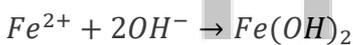
- (i) रासायनिक पदार्थों द्वारा संक्षारण : chemical reaction
- (ii) सूक्ष्म जीवों द्वारा संक्षारण : Bio Corrosion
- (iii) वायुमंडलीय जलवाष्प एवं गैसों द्वारा संक्षारण :

**Electrochemical corrosion****लोहे में जंग लगना (Corrosion of Iron):-**

वायुमंडलीय जलवाष्प एवं  $O_2$  की उपस्थिति में आयरन के पृष्ठ पर भरे चूर्ण के निर्माण की प्रक्रिया को जंग लगना तथा भरे चूर्ण को जंग कहते हैं।

**जंग लगने की क्रियाविधि (Mechanism of Rusting of Iron):-**

वैद्युत रासायनिक सिद्धांत के अनुसार, लोहा का जंग लगना एक स्वतः रेडॉक्स वैद्युत रासायनिक प्रक्रम है जिसमें  $O_2 + CO_2$  युक्त नमी वायु वैद्युत अपघट्य शुद्ध Fe anode तथा अशुद्ध Fe कैथोड का कार्य करता है।

**Anode reaction:****Cathode reaction:****Now,**

शुद्ध लोहा (Fe) का संक्षारण नहीं होता है।

जंग (Rust) मुलायम, Porous, Powdery पदार्थ होता है

जो लोहे के शतह से स्वयं गिर जाते हैं।

जंग लगने के लिए  $O_2$  तथा moist की उपस्थिति अनिवार्य है।

संक्षारण को बढ़ाने वाला कारक (Factors which promote Corrosion)

- (i) नमी एवं वायु (Moisture and air)

(ii) अशुद्धियों की उपस्थिति (Presence of Impurities)

(iii) धातुओं की क्रियाशीलता (Reactivity of metal)

(iv) वैद्युत अपघट्य की उपस्थिति (Presence of electrolyte)

(v) धातुओं के शतह पर विकृति (Presence of distortion on Metal surface)

(vi) वायुमंडल में  $CO_2$  एवं  $SO_2$  की उपस्थिति (Presence of  $CO_2$  and  $SO_2$  in air)

(vii) माध्यम का PH (PH of the medium)

**संक्षारण से बचाव (Prevention from Corrosion):-**

01. पृष्ठ लेपन (Surface Coating)

(i) धातुओं के पृष्ठ पर oil, grease, paint या varnish का लेप चढ़ाकर

(ii) Non-corrodable धातु के पतला शतह

Corrodable धातु के शतह पर Coating या deposition किया जाता है।

(a) Fe के शतह पर Zn, Ni या Cr का thin layer deposit किया जाता है।

(b) Cu तथा Brass को Sn के thin layer द्वारा protect किया जाता है।

2. धातुओं को मिश्रधातु में परिवर्तित करके

3. जस्तीकरण द्वारा

4. एनोडीकरण

5. Mg तथा Zn का उपयोग करके Cathodic Protection