वैद्युत रसायन (5)

विद्युत चालक – जिन पदार्थों में विद्युत धारा का आसानी से संचरण होता है, विद्युत चालक कहलाते हैं। ये दो प्रकार के होते हैं।

1- **धात्विक चालक** – इन पदार्थों में मुक्त e^- के कारण धारा बहती है। तथा इसमें धारा प्रवाहित करने पर रासायनिक परिवर्तन नहीं होता है। Ex- Fe, Cu, Al etc.

2- **विद्युत अपघटनी चालक** (विद्युत अपघट्य) – इनमें धारा का प्रवाह आयनों के कारण होता है, तथा धारा प्रवाहित करने पर इसमें रासायनिक परिवर्तन हो जाते हैं।
Ex- A, B अम्ल, क्षार व लवण,
ये 2 प्रकार के होते हैं –

1) **प्रबल विद्युत अपघट्य** – वे पदार्थ जो विलयन में पूर्णतः (लगभग) आयनित हो जाते हैं।
Ex- HCl, H_2SO_4, NaOH, NaCl, KOH, KCl

2) **दुर्बल विद्युत अपघट्य** – वे पदार्थ जो जलीय विलयन में अल्प रूप से आयनित होते हैं।
Ex- H_2CO_3, CH_3COOH, NH_4OH,

आयनन या वियोजन की मात्रा – किसी विद्युत अपघट्य के वियोजित अणु की सं॰ व कुल अणु की सं॰ का अनुपात को आयनन की मात्रा α कहलाती है।

$$\alpha = \frac{\text{वियोजित अणु की सं॰}}{\text{वियोजित से पूर्व " " "}} = \frac{N}{N_0}$$

प्रबल विद्युत अपघट्यों के लिए इसका मान 1 के लगभग बराबर (100%) तथा दुर्बल विद्युत अपघट्यों के लिए 1 से बहुत कम होता है।

1) **विद्युत अपघट्य की प्रकृति** – प्रबल विद्युत अपघट्यों HCl, NaOH आदि जलीय विलयन में लगभग पूर्ण रूप से आयनित हो जाते हैं।

अतः इनकी आयनन की मात्रा अधिक होने से इनकी विद्युत चालकताएं भी उच्च होती है।

2→ **विलायक की प्रकृति** – विद्युत अपघट्य ध्रुवीय विलायकों (जल) में अधिक आयनित होते है, क्योंकि ये स्वयं ध्रुवीय प्रकृति के होते है।

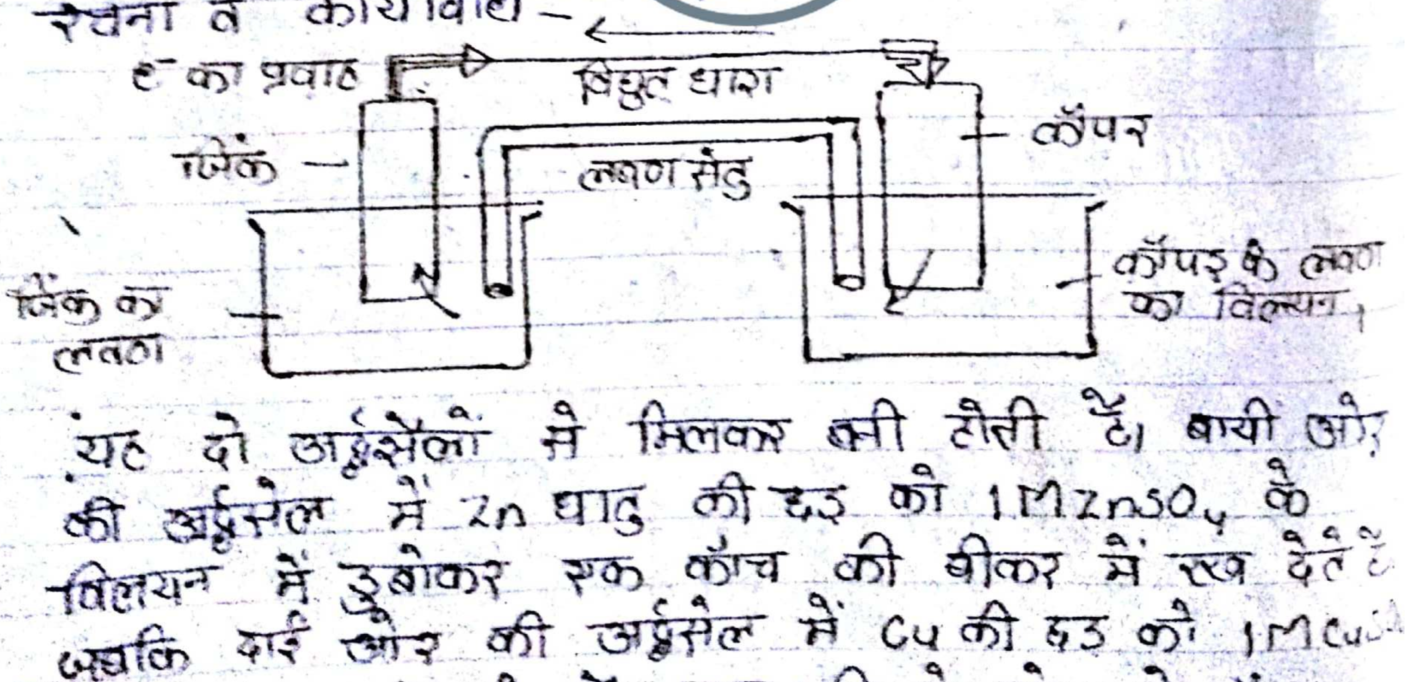
3→ **तनुता** – विलयन की तनुता बढ़ाने से विद्युत अपघट्यों के अणु का अधिक वियोजन होने लगता है, जिससे उसकी चालकता बढ़ती है।

4→ **ताप** – ताप बढ़ाने से विद्युत अपघट्य के आयनों के मध्य लगने वाला आकर्षण बल कम हो जाता है। जिससे उनका वियोजन बढ़ जाता है। अर्थात ताप बढ़ने से चालकता भी बढ़ जाती है।

विद्युत रासायनिक सेल (गैल्वैनी या वोल्टीय सेल) – यह एक ऐसी युक्ति है जो अप्रत्यक्ष रेडॉक्स अभि॰ द्वारा रासायनिक ऊर्जा को विद्युत ऊर्जा में बदलती है।

VS
Gyan Simplified

रचना व कार्यविधि –



यह दो अर्द्धसेलों से मिलकर बनी होती है। बायी ओर की अर्द्धसेल में Zn धातु की छड़ को 1M $ZnSO_4$ के विलयन में डुबोकर एक कॉच की बीकर में रख देते है जबकि दाईं ओर की अर्द्धसेल में Cu की छड़ को 1M $CuSO_4$ विलयन में डुबा देते है। धातु की ये छड़ें इलेक्ट्रोड कहलाती है तथा धातु के लवण का विलयन विद्युत अपघट्य कहलाता है। धातु के इन इलेक्ट्रोडों को एक बाहरी परिपथ द्वारा वोल्टमीटर से जोड़ देते है। ये

नों अर्द्धसेलें आंतरिक रूप से एक लवण सेतु से जुड़ी रहती है। लवण सेतु एक उल्टे U आकार की कांच की नली होती है। जिसके भीतर कोई उपयुक्त लवण जैसे KCl आदि भर देते हैं। जब अर्द्धसेलों को परस्पर जोड़ देते हैं तो Zn की छड़ का द्र० कम व Cu की छड़ का द्र० अधिक हो जाता है तथा वोल्टमीटर में विक्षेप उत्पन्न हो जाता है, परन्तु कुछ समय पश्चात् सेल कार्य करना बंद कर देता है, जिससे वोल्टमीटर का पाठ्यांक पुनः शून्य हो जाता है। बायीं ओर की अर्द्धसेल में Zn की छड़ से Zn के आयन विलयन में जाने लगते हैं। इस क्रिया में (Zn) छड़ द्वारा त्यागे गए e^- बायें परिपथ से स्थानांतरित होकर दूसरे अर्द्धसेल की ओर गति करते हैं, जिससे Zn छड़ का द्र० कम हो जाता है।

$$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^- \quad (ox)$$

अतः Zn की छड़ से e^- निकलने के कारण यह ऋ० ध्रुव का कार्य करता है तथा ऑक्सीकरण अभि० होने के कारण ऐनोड कहलाता है।

दायीं ओर की अर्द्धसेल में $CuSO_4$ से प्राप्त Cu^{2+} आयन दो e ग्रहण करके Cu में बदल जाते हैं तथा इलेक्ट्रॉड के ऊपर एकत्र हो जाते हैं। जिससे Cu की छड़ का द्र० बढ़ जाता है।

$$Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu \quad (red)$$

अतः e^- को आकर्षित करने के कारण Cu की छड़ धन ध्रुव अर्थात् कैथोड का कार्य करती है। (LOAN)

इस प्रकार विद्युत रासायनिक सेल में e^- का प्रवाह Zn छड़ से Cu की छड़ की ओर होने लगता है, जिससे धारा का प्रवाह उसकी विपरीत दिशा में होने लगता है। सेल में होने वाली संपूर्ण अभि० निम्न है।

$$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$$
$$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$$
$$\overline{Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu}$$

VS
Vigyan Simplified

लवण सेतु की अनुपस्थिति में पहली अर्द्ध सेल में Zn^{2+} आयनों की सांद्रता बढ़ती जाती है। ये Zn आयन e^- को आकर्षित करने लगते हैं। जिससे e^- का प्रवाह रुक जाता है। इसी प्रकार दूसरी अर्द्ध सेल में विलयन में उपस्थित SO_4^{2-} आयन e^- को प्रतिकर्षित करते हैं। अतः सेल से लगातार धारा प्राप्त करने के लिए लवण सेतु का प्रयोग करते हैं। इस सेतु में उपस्थित लवण जैसे KCl के ऋणायन अर्थात् Cl^- प्रथम अर्द्धसेल की ओर विसरित होकर Zn^{2+} आयनों को उदासीन कर देते हैं, इसी प्रकार KCl के धनायन अर्थात् K^+ दूसरे अर्द्धसेल की ओर विसरित ~~आयन~~ होकर SO_4^{2-} आयनों को उदासीन कर देते हैं। इससे e^- का प्रवाह पुनः होने लगता है, तथा सेल से लगातार धारा प्राप्त की जा सकती है।

VS
Vigyan Simplified

लवण सेतु के कार्य-

1.) यह आंतरिक सेल परिपथ को पूर्ण करता है।
2.) ये विद्युत अपघट्य को उदासीन करके धारा प्रवाह को बनाये रखता है।

निरूपण-

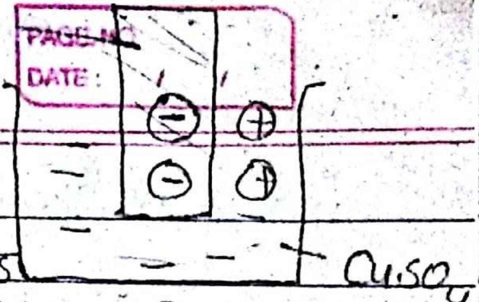
एनोड	एनोड विद्युत अपघट्य (C_1)	||	कैथोड विद्युत अपघट्य (C_2)	कैथोड
Zn	Zn^{2+} (1M)	||	Cu^{2+} (1M)	Cu

(OIL) ox. is loss, red. is gain (RIG)
(ऑक्सीकरण) (अपचयन)

An ox red cat
(एनोड) (कैथोड)

इलेक्ट्रॉड विभव → जब धातु की किसी छड़ को धातु के ही किसी लवण के विलयन में डुबोते हैं,

तो छड़ लवण के विलयन के सापेक्ष + व - हो जाती है। इससे छड़ व विलयन के मध्य एक विभवांतर उत्पन्न हो जाता है, जो धातु का इलेक्ट्रॉड विभव कहलाता है। यह निम्न 3 कारकों पर निर्भर करता है।



1. धातु की प्रकृति पर।
2. विलयनों में आयनों की सांद्रता पर।
3. ताप पर

~~माध~~ **मानक इलेक्ट्रॉड विभव** E° - 298 K ताप तथा एक मोलर ~~आयन~~ सांद्रता वाले विलयन में ज्ञात किया गया तत्व का इलेक्ट्रॉड विभव उसका मानक इलेक्ट्रॉड विभव कहलाता है।

इलेक्ट्रॉड विभव के प्रकार-

1. **ऑक्सीकरण विभव** - यह किसी धातु के e^- त्यागने की प्रवृत्ति को प्रदर्शित करता है।

$$Zn \rightleftharpoons Zn^{2+} + 2e^-$$

VS
Vigyan Simplified

2. **अपचयन विभव** - यह किसी धातु आयन के e^- ग्रहण करने की प्रवृत्ति को प्रदर्शित करता है।

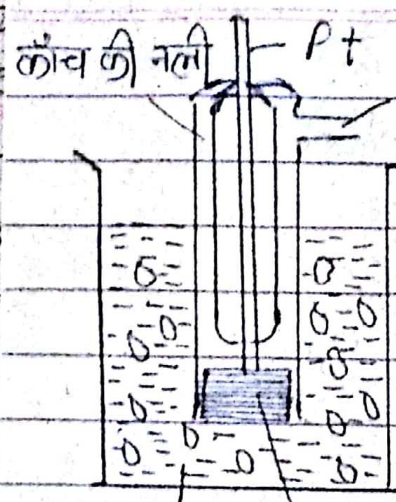
$$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu$$

IUPAC पद्धति के अनुसार "तत्वों के अपचयन विभव मान्य होते हैं।"

मानक इलेक्ट्रॉड विभव का मापन - किसी तत्व का E° नापने के लिए मानक H इलेक्ट्रॉड (SHE) का प्रयोग करते हैं। एक अकेले धातु का इलेक्ट्रॉड विभव ज्ञात करना संभव नहीं है। इसके निम्न कारण हैं।

1. एक अर्द्धसेल स्वयं कार्य नहीं कर सकता।
2. किसी तत्व का e^- त्यागना व ग्रहण करना एक सापेक्ष प्रवृत्ति होती है।

मानक H इलेक्ट्रोड (SHE) - एक प्लैटिनम धातु की प्लेट जिसके ऊपर प्लैटिनम ब्लैक (H₂ गैस) की परत चढ़ी होती है, एक काँच की नली से घिरी रहती है। जिसमें 1atm दाब पर H गैस प्रवाहित करने हेतु एक मार्ग होता है, काँच की नली में नीचे अवशेष H गैस निकलने हेतु एक अन्य मार्ग भी होता है। इस इलेक्ट्रोड को 1मोलर सांद्रण वाले H आयन विलयन में डुबो दिया जाता है, इस विलयन



में एक atm दाब पर शुद्ध H गैस की कुछ मात्रा प्लैटिनम की सतह पर अधिशोषित हो जाती है, तथा शेष अम्ल के मोलर विलयन में विलीन हो जाती है।

$H_2 \rightleftharpoons 2H^+ + 2e^-$, H_2

$\alpha = 1atm$, $(\alpha = 1M)$ $2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2$

यह इलेक्ट्रोड H के मानक इलेक्ट्रोड विभव का कार्य करता है।

विद्युत रासायनिक श्रेणी - यदि विभिन्न तत्वों के मानक इलेक्ट्रोड विभव को बढ़ते या घटते क्रम से रखने पर प्राप्त श्रेणी विद्युत रासायनिक श्रेणी कहलाती है।

अनुप्रयोग - 1) तत्वों की अपचायक तथा ऑक्सीकारक क्षमता की तुलना।

2) श्रेणी में नीचे की ओर जाने पर तत्वों की अपचायक क्षमतायें बढ़ती है। अर्थात e^- त्यागने के प्रवृत्ति बढ़ती है, जबकि ऑक्सीकारक क्षमतायें घटती है।

उदा- Mg व Zn में से Mg अधिक प्रबल अपचायक होता है।

3. रेडॉक्स अभि० की संभावना ज्ञात करना। यदि किसी Redox अभि० में e^- त्यागने वाला तत्व e^- ग्रहण करने वाले तत्व की तुलना में श्रेणी में नीचे स्थित हो, तो Redox अभि० संभव होती है। अर्थात एक अधिक सक्रिय धातु ( ) एक कम सक्रिय धातु को उसके लवण के विलयन से विस्थापित कर सकती

Ex① $FeSO_4 + Cu \longrightarrow CuSO_4 + Fe$

विद्युत रासा॰ श्रेणी में Cu का स्थान Fe से ऊपर होता है। अतः Cu, Fe से बहुत कम सक्रिय होती है। इस कारण यह फेरस सल्फेट से Fe को विस्थापित नहीं कर सकती। यही कारण है कि Cu के बर्तन में फेरस सल्फेट का विलयन रखा जा सकता है।

② $Fe + Ni^{2+} \longrightarrow Fe^{2+} + Ni$

$Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2e^-$ (ox)

$Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni$ (red)

∵ e^- त्यागने वाला तत्व अर्थात Fe का स्थान श्रेणी में नीचे है, अतः यह redox अभि॰ संभव है। यही कारण है कि Fe के बर्तन में $NiSO_4$ का विलयन नहीं रखा जा सकता है।

3. अम्लों से H का विस्थापन - जिन धातु का स्थान श्रेणी में H से नीचे होता है, वह H से प्रबल अपचायक होने के कारण अम्लों से H को विस्थापित कर देते हैं।

Ex- $Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$ (संभव)

$Cu + H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + H_2$ (असंभव)

VS
Vigyan Simplified

सैल का E.M.F. ज्ञात करना -

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{कैथोड} - E^\circ_{एनोड}$$

1→ यदि E° सैल धनात्मक हो, तो सैल अभि॰ संभव होती है।

2. यदि E° सैल 0 या ऋणात्मक हो, तो सैल अभि॰ संभव नहीं होती है।

नेर्न्स्ट समीकरण -) यदि विलयन में धातु आयनों की सांद्रता 1M न हो, तथा ताप 298 K न हो, तो धातु का मानक इलेक्ट्रोड विभव नेर्न्स्ट समी॰ द्वारा ज्ञात किया जाता है। माना एक अपचयन अभि॰ निम्न है -

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

$$E = E^\circ - \frac{2.303RT}{nF} \log \frac{[M]}{[M^{n+}]} \quad \text{——— ①}$$

∵ $R = 8.314\ J/mol\ K$, $T = 298\ K$

$F = 96500\ C$, $[M] = 1$ धातु की सांद्रता

अतः समी. (1) से -

$$E = E^\circ - \frac{2.303 \times 8.314 \times 298}{n \times 96500} \log \frac{1}{[M^{n+}]}$$

$$E = E^\circ - \frac{0.0591}{n} \log \frac{1}{[M^{n+}]}$$

अनुप्रयोग :- सैल के EMF की गणना

माना एक विद्युत रासायनिक सैल में निम्न अभि. होती

$$Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu$$

$$Zn | Zn^{2+} || Cu^{2+} | Cu$$

$$E_{(Cu^{2+}/Cu)} = E^\circ_{(Cu^{2+}/Cu)} - \frac{0.0591}{n} \log \frac{1}{[Cu^{2+}]}$$

$$E_{(Zn^{2+}/Zn)} = E^\circ_{(Zn^{2+}/Zn)} - \frac{0.0591}{n} \log \frac{1}{[Zn^{2+}]}$$

$$E_{cell} = E^\circ_{cell} - \frac{0.0591}{n} \left[\log \frac{1}{[Cu^{2+}]} - \log \frac{1}{[Zn^{2+}]} \right]$$

$$E_{cell} = E^\circ_{cell} - \frac{0.0591}{n} \log \frac{1/[Cu^{2+}]}{1/[Zn^{2+}]}$$

$$E_{cell} = E^\circ_{cell} - \frac{0.0591}{n} \log \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

$$E_{सैल} = E^\circ_{सैल} - \frac{0.0591}{n} \log \frac{[\text{एनोड आयन}]}{[\text{कैथोड आयन}]}$$

सावधानियाँ - 1.) दोनों इलेक्ट्रॉडों के लिए e^- की सं. n समान होनी चाहिए,

2. सैल $Ni | Ni^{2+} || Ag^{+} | Ag$ के लिए

$$Ni \longrightarrow Ni^{2+} + 2e^- \quad (ox)$$

$$2Ag^+ + 2e^- \longrightarrow 2Ag \quad (red)$$

नेर्नस्ट समी॰

$$E_{cell} = E^{\circ}_{cell} - \frac{0.0591}{n} \log \frac{[Ni^{2+}]}{[Ag^{+}]^2}$$

अतः $E_{cell} \propto [Ag^{+}]^2$, $E_{cell} \propto \frac{1}{[Ni^{2+}]}$

Q- निम्न अभि॰ वाले सेल को व्यक्त करो।

$Mg + 2Ag^{+}(0.0001M) \rightarrow Mg^{2+}(0.130M) + 2Ag$

इसके E_{cell} का परिकलन करो, यदि $E^{\circ}_{cell} = 3.17V$

2.96V Ans

Ans-

$Mg \rightarrow Mg^{2+}(ox) + 2e^-$

$2Ag^{+} + 2e^- \rightarrow 2Ag$ (red)

$$E_{cell} = 3.17 - \frac{0.0591}{2} \log \frac{[0.130M]}{[0.0001M]^2}$$

$\frac{0.13}{(10^{-4})^2}$, 13×10^{6}

$= ~~3.17 - 0.0591 \log~~ \; 3.17 - 0.0295(\log 13 + \log 10^6)$

$= 3.17 - 0.0295(1.139 + 6) = 2.96V$ Ans

$(Mg | Mg^{2+} || Ag^{+} | Ag)$

VS
Vigyan Simplified

Q सेल के EMF की गणना करो।

$Ni + 2Ag^{+}(0.002M) \rightarrow Ni^{2+}(0.160M) + 2Ag$

0.91 V Ans

$E^{\circ}_{सेल} = 1.05V$

~~$E_{cell} = E^{\circ}_{कैथोड} - E^{\circ}_{एनोड}$~~

$Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2e^-$ (ox)

$2Ag^{+} + 2e^- \rightarrow 2Ag$ (red)

$$E_{सेल} = E^{\circ}_{सेल} - \frac{0.0591}{n} \log \frac{[Ni^{2+}]}{[Ag^{+}]^2}$$

$$= 1.05 - \frac{0.0591}{2} \log \frac{0.160}{(0.002)^2}$$

$$= 1.05 - \frac{0.0591}{2} \log (4 \times 10^4)$$

$= 1.05 - 0.14V = 0.91V$ Ans

Q. $p^H = 10$ के विलयन के संपर्क वाले H इलेक्ट्रोड के विभव का परिकलन करो। PAGE NO. DATE (1)

Ans: ∵ $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-10}$

SHE में होने वाली अपचयन अभि॰ निम्न है -

$H^+ + e^- \rightarrow \frac{1}{2}H_2$

नर्नस्ट समी॰

$$E = E^\circ - \frac{0.0591}{n} \log \frac{1}{[H^+]}$$

$$= 0 - \frac{0.0591}{1} \log \frac{1}{[10^{-10}]}$$

$$= -0.0591 \log 10^{10}$$

$$= -0.0591 \cdot 10 \log 10$$

$$= -0.0591 \times 10$$

$$= -0.591\ V$$ Ans.

II विधि — $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$

$$E = E^\circ - \frac{0.0591}{n} \log \frac{1}{[10^{-10}]^2}$$

$$= 0 - \frac{0.0591}{2} \log 10^{20}$$

$$= -\frac{0.0591}{2}\, 20 \log 10$$

$$= -0.0591 \times 10$$

$$= -0.591\ V$$ Ans

VS Vigyan Simplified

नेर्नस्ट समी॰ से साम्य स्थिरांक की गणना - माना किसी विद्युत रसायनिक सेल में होने वाली रेडॉक्स अभि॰ में निम्न साम्य है

$Zn + Cu^{2+} \rightleftharpoons Zn^{2+} + Cu$

अभि॰ का साम्य स्थिरांक $K_c = \frac{[Zn^{2+}][Cu]}{[Zn][Cu^{2+}]}$

∵ $[Cu] = [Zn] = 1M$

PAGE NO
DATE: / /

तो $K_c = \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$ —— ①

अतः सेल का विद्युत वाहक बल (E)

$$E = E^\circ - \frac{0.0591}{n} \log \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

$$E_{cell} = E^\circ_{cell} - \frac{2.303RT}{nF} \log \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

∵ साम्य स्थापित हो जाने से Zn आयनों व Cu आयनों की सांद्रता स्थिर हो जाती है, अर्थात सेल कार्य करना बंद कर देता है। जिससे उसका E भी (0) शून्य हो जाता है।

तो $0 = E^\circ_{cell} - \frac{2.303RT}{nF} \log \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$

$$E^\circ_{cell} = \frac{2.303RT}{nF} \log \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

$$\boxed{E^\circ_{cell} = \frac{2.303RT}{nF} \log K_c}$$ —— समी. (1) से

VS
Vigyan Simplified

या

$$\boxed{E^\circ_{cell} = \frac{0.0591\ V}{n} \log K_c}$$

$$\boxed{\log K_c = \frac{E^\circ_{cell} \times n}{0.0591}}$$

$$\boxed{K_c = \text{Anti log} \frac{E^\circ_{cell} \times n}{0.0591}}$$

(3.92×10^{15})

Q. निम्न अभि॰ का साम्य स्थिरांक ज्ञात करो.

$Cu + 2Ag^+ \longrightarrow Cu^{2+} + 2Ag$ $\quad E^\circ_{cell} = 0.46V$

$E^\circ_{cell} = \frac{0.0591\ V}{n} \log K_c$

$\left\{ \begin{array}{l} Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2e^- \\ 2Ag^+ + 2e^- \longrightarrow 2Ag \end{array} \right\}$

$0.46 = \frac{0.0591}{2} \log K_c$

$\log K_c = \frac{0.920}{0.0591} = \frac{920}{59} \Rightarrow 15.593$, $K_c = \text{antilog } 15.59$

$= 3917 \times 10^{15}$ $\Rightarrow 3.92 \times 10^{15}$ Ans.

वैद्युत रासायनिक सेल व गिब्ज ऊर्जा की गणना

- किसी वैद्युत परिपथ में आवेश को प्रवाहित करने के लिए सेल द्वारा किया गया वैद्युतिक कार्य गिब्ज ऊर्जा (मुक्त ऊर्जा परिवर्तन) कहलाता है। यदि सेल का विद्युत वाहक बल E_{cell} हो, तो $w = -E_{cell} \times q$

∵ 1 mol e^- पर आवेश फैराडे स्थिरांक F कहलाता है।

अतः $q = nF$ रखने पर –

$$\boxed{\Delta G = -nFE_{cell}} \quad \text{—— (1)}$$

मानक गिब्ज मुक्त ऊर्जा $\boxed{\Delta G^\circ = -nFE^\circ_{cell}}$ —— (2)

गिब्ज ऊर्जा व साम्य स्थिरांक (K_c) में संबंध –

∵ ~~$E^\circ_{cell} = 0.0591 \log$~~

$$E^\circ_{cell} = \frac{2.303RT}{nF} \log K_c$$

समी॰ (2) से–

$$\Delta G^\circ = -nF \frac{2.303RT}{nF} \log K_c$$

$$\boxed{\Delta G^\circ = -2.303RT \log K_c} \quad \text{—— (3)}$$

जहाँ $R = 8.314$ J/mol K है।

Q. उपरोक्त सेल के लिए मानक E° विभव 1.1V है, निम्न अभि॰ के लिए मानक गिब्ज ऊर्जा की गणना करो।

An- $Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu$

$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

$Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$

∴ $n = 2$ (इलेक्ट्रॉनों की सं॰)

$\Delta G^\circ = -nFE^\circ_{cell}$

$= -2 \times 96487 \times 1.1V$ ⇒

$= \dfrac{\quad}{1000}$ ⇒ −212.27 kJ/mol

Q. एक सेल में निम्न अभि. होती है

$2Fe^{3+} + 2I^- \rightarrow 2Fe^{2+} + I_2$ का 298 K ताप पर

$E^\circ_{cell} = 0.236\ V$ है। मानक गिब्ज ऊर्जा व K_c की गणना करो।

$2Fe^{3+} + 2e^- \rightarrow 2Fe^{2+}$

$2I^- \rightarrow I_2 + 2e^-$

∴ $n = 2$

$\Delta G^\circ = -nFE^\circ_{cell}$

$= -2 \times 96487 \times 0.236$

$= -45.55\ J$ Ans

9.616×10^7

$\Delta G^\circ = -2.303\, RT \log K_c$

$-45.55\ J = -2.303 \times 8.314 \times 298 \times \log K_c \rightarrow (45.55 \times 1000\ kJ)$

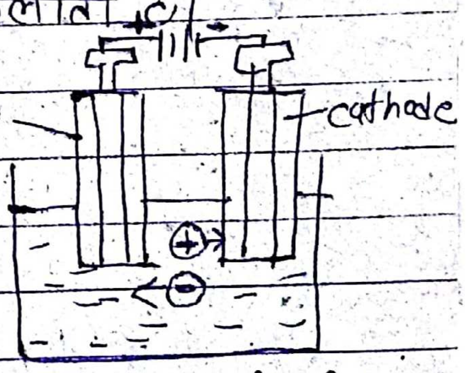
~~45.55×1000~~ = + 7.983

~~45550~~ = ~~7.983~~ log Kc ~~45550~~

$K_c = 10^7 \times 9.616\ KJ$ Ans.

VS
Vigyan Simplified

वैद्युत अपघटनी सेल → वह युक्ति जो विद्युत ऊर्जा को रासायनिक ऊर्जा में बदल देती है। तथा इसमें होने वाली क्रिया विद्युत अपघटन कहलाती है।



इसमें एक पात्र में एक ही धातु की दो छड़ें किसी विद्युत अपघट्य के विलयन में डुबी रहती है तथा इन छड़ों का संबंध एक सेल या बैटरी से कर देते हैं। बैटरी की + छड़ से जुड़ी ऐनोड व - प्लेट से जुड़ी छड़ कैथोड कहलाती है। जब सैल में विद्युत धारा प्रवाहित की जाती है, तो सर्वप्रथम विद्युत अपघट्य आयनित होता है। विद्युत अपघट्य के आयन विपरीत आवेशित इलेक्ट्रॉडों की ओर गति करते है तथा इलेक्ट्रॉनों के स्थानांतरण द्वारा उदासीन परमाणु के रूप में इलेक्ट्रॉडों पर एकत्र हो जाते है।

Ex- जब गलित NaCl में विद्युत धारा प्रवाहित करते है तो निम्न क्रियाएँ होती है,

$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$

$Na^+ + e^- \longrightarrow Na$ (कैथोड)

$2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$ (ऐनोड)

PAGE NO
DATE / /

विद्युत अपघटन के उत्पाद – ये निम्न 3 कारकों पर निर्भर करते हैं –

1) विद्युत अपघट्य की प्रकृति – सेल में भिन्न 2 विद्युत अपघट्य के विलयन भरने पर उत्पाद भी भिन्न 2 प्राप्त होंगे।

2) इलेक्ट्रॉडों के प्रकार – ये 2 प्रकार के होते हैं। सक्रिय तथा निष्क्रिय (अक्रिय) इलेक्ट्रॉड।

अक्रिय इलेक्ट्रॉड (Au, Pt, Ag आदि) उत्पादों की प्रकृति को प्रवाहित नहीं करते, ये केवल e^- के स्थानांतरण के लिए माध्यम प्रदान करते हैं। जबकि सक्रिय इलेक्ट्रॉड (Zn, Cu) उत्पादों से क्रिया कर उनकी प्रकृति को बदल देते हैं।

3) ऑक्सीकारक व अपचायक की उपस्थिति – यदि विद्युत अपघट्य के विलयन में एक से अधिक + या – हो, तो इलेक्ट्रॉडों पर एकत्र होने के लिए उनमें प्रतिस्पर्धा होती है।

"कैथोड पर सदैव उच्च E° वाली अभि॰ तथा ऐनोड पर कम E° मान वाली अभि॰ होती है।"

Imp

फैराडे विद्युत अपघटन के नियम –

प्रथम नियम – विद्युत अपघटन की क्रिया में किसी इलेक्ट्रॉड पर मुक्त होने वाले पदार्थ का द्र॰ विद्युत अपघट्य में प्रवाहित संपूर्ण आवेश के समानुपाती होता है।

$$w \propto Q$$

$$w \propto it$$

$$\boxed{w = Zit}$$

जहाँ Z तत्व का विद्युत रासायनिक तुल्यांक कहलाता है।

यदि विद्युत अपघट्य के विलयन में 1 A की धारा 1 s में प्रवाहित करने पर इलेक्ट्रॉड पर मुक्त होने वाले पदार्थ का द्र॰ उस पदार्थ का विद्युत रासायनिक तुल्यांक कहलाता है।

मात्रक gm/तुल्यांक होता है।

द्वितीय नियम यदि दो या दो से अधिक विद्युत अपघट्यों के विलयन में समान (भिन्न भिन्न) धारा समान समय तक प्रवाहित किया जाए तो इलेक्ट्रोडों पर मुक्त होने वाले पदार्थों का अनुपात उनके तुल्यांकी भारों के अनुपात के (के ह०) बराबर होता है।

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

फैराडे नियतांक-

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

जहाँ फैराडे के प्रथम नियम से $W_1 = Z_1 i t$

व $W_2 = Z_2 i t$

$$\frac{Z_1 i t}{Z_2 i t} = \frac{E_1}{E_2}$$

$$\frac{Z_1}{Z_2} = \frac{E_1}{E_2}$$

$$E \propto Z$$

$$E = FZ$$

$$\boxed{F = \frac{E}{Z}}$$

$1F = 96500 \, C mol^{-1}$
(96487) Real

अतः विद्युत अपघटन की क्रिया में किसी भी पदार्थ का 1 mol को मुक्त करने के लिए आवश्यक आवेश की मात्रा 1F कहलाती है।

☆ फैराडे नियतांक की गणना-

$$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$$
(1mol) (1mol)

Ag के 1 mol को मुक्त करने के लिए आवश्यक आवेश 1 mol e^- के आवेश के बराबर होगा। आवेश की यह मात्रा 1F कहलाती है। अतः 1 फैराडे (F) = 1mol e पर आवेश

$1F \Rightarrow N_A \times 1.6 \times 10^{-19} C$

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

$$\boxed{1F = 96487 \, C mol^{-1}}$$

VS Vigyan Simplified

इसी प्रकार, $Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$
(2mol) (1mol)

1 mol Mg के लिए आवश्यक आवेश = 2mol e^- का आवेश
= 2F

$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$
(3mol) (1mol)

1 mol Al के लिए आवश्यक आवेश = 3F Ans

Q. $CuSO_4$ के विलयन 1.5 A की धारा से 10min तक वैद्युत अपघटित किया गया, कैथोड पर निक्षेपित Cu का द्र. (एकक) क्या होगा? (0.2938g)

A. $q = it$ $t = 10 min \times 60s$
$= 1.5 \times 600$ $= 600 se.$
$q = 900C$

$CuSO_4 \rightarrow Cu^{2+} + SO_4^{2-}$

$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ (Cu का भार = 63.54)
(2F) (63.5 g)

∴ 2F आवेश से प्राप्त Cu = 63.5

1 कूलॉम " " = $\frac{63.5}{2F}$

900 C से " " = $\frac{63.5}{2 \times 96500} \times 900$

= 0.296 Ans

Imp

Q. निम्न अभि. में $Cr_2O_7^{2-}$ आयनों के 1 mol के अपचयन के लिए कूलॉम में विद्युत की कितनी मात्रा की आवश्यकता होगी।

$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$
(1mol) (6mol)

∴ 1mol $Cr_2O_7^{2-}$ के अपचयन के लिए आवश्यक आवेश = 6F
= 6 × 96487
= 578922 ⇒ 5.79×10^{5} C

Q 1mol MnO_4^- (परमैंगनेट) के अपचयन के लिए कितना आवेश आवश्यक होगा,

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$
(5F) (1mol)

1mol MnO_4^- के अपचयन के लिए आवश्यक आवेश = 5F

= 5 × 96487 => 482435

~~= 578822~~ => 4.8×10^5 C Ans

Q. यदि एक धात्विक तार में 0.5A की धारा 2 घंटों में प्रवाहित होती है, तार में कितने e^- प्रवाहित होंगे।

2.246×10^{22}

Ans

$q = it$

$= 0.5 \times 7200$ $t = 2h = 2 \times 3600 = 7200$

= ~~36000~~ => 3600

$q = ne$

$3600 = n \times 1.6 \times 10^{-19}$

$n = \frac{\overset{225}{\cancel{3600}} \times 10^{19}}{\cancel{1.6}}$ => 2250×10^{19}

=> 2.25×10^{22} Ans

विद्युत अपघटनी विलयनों का चालकत्व –

1) **विद्युतीय प्रतिरोध** – किसी विद्युत अपघटनी सेल का प्रतिरोध इलेक्ट्रॉडों (प्लेटें) के बीच की दूरी के समानुपाती तथा उनके क्षे॰ के व्युत्क्रमानुपाती होता है।

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

$$\boxed{R = \rho \frac{l}{A}} \quad \Omega$$

2) **चालकत्व** – विद्युत प्रतिरोध का ~~प्रतिरोध~~ व्युत्क्रम चालकत्व कहलाता है।

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

S.I. मात्रक Ω^{-1}, mho, सीमेंस 'S'

3- प्रतिरोधकता (विशिष्ट प्रतिरोध) →

$$\rho = \frac{RA}{l} \quad \Omega m$$

4- चालकता (विशिष्ट चालकता) - विशिष्ट प्रतिरोध का व्युत्क्रम विशिष्ट चालकत्व कहलाती है।

$$K = \frac{1}{\rho} \qquad K = \frac{1}{R} \cdot \frac{l}{A}$$

$$K = G \cdot \frac{l}{A} \quad Sm^{-1} / Scm^{-1}$$

जहाँ l/A का मान दिए गये सेल के लिए नियत रहता है अतः यह एक सेल स्थिरांक कहलाता है।

मोलर चालकता (Λ_m) - विद्युत अपघट्य के विलयन में पदार्थ का 1mol उपस्थित होने पर उत्पन्न आयनों की चालकता उसकी मोलर चालकता कहलाती है।

$$\Lambda_m = \frac{K}{C}$$

S.I. मात्रक $\frac{Sm^{-1}}{mol/m^3} = \frac{S}{m} \times \frac{m^3}{mol} \Rightarrow Sm^2 mol^{-1}$

जहाँ C विलयन की मोलरता है, जो मोल/m^3 में व्यक्त करते हैं।

$$1 l = 10^3 cm^3 = 10^{-3} m^3$$

तुल्यांकी चालकता - विद्युत अपघट्य के विलयन में पदार्थ का 1 ग्राम तुल्यांक उपस्थित होने पर उत्पन्न आयनों की चालकता उसकी तुल्यांकी चालकता कहलाती है।

$$\Lambda_E = \frac{K}{C} \quad Sm^2 (\text{ग्राम-तुल्यांक})^{-1}$$

जहाँ C विलयन की नॉर्मलता है।

Q. 0.1 mol/l KCl विलयन से भरे हुए चालकता सेल का प्रतिरोध 100Ω है, यदि उसी सेल का प्रतिरोध 0.02 mol/l KCl विलयन भरने पर 520Ω हो, तो 0.02 mol L⁻¹ KCl विलयन की चालकता तथा मोलर चालकता की गणना करो, 0.1 mol L⁻¹ KCl विलयन की चालकता 1.29 S/m है।

A-) $C = 0.1 \, mol \, L^{-1}$, $R = 100\Omega$, $K' = ?$

$C' = 0.02 \, mol \, L^{-1}$, $R' = 520\Omega$, $\Lambda'_m = ?$

$K = 1.29 \, S m^{-1}$

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

$$1.29 = \frac{1}{100} \cdot \frac{l}{A}$$

$$129 \, m^{-1} = \frac{l}{A} \quad \text{(सेल स्थिरांक)}$$

∵ सेल स्थिरांक का मान एक दिये गये सेल के लिए नियत रहता है। अतः दूसरी स्थिति पर भी सेल स्थिरांक भी यही होगा।

दूसरी स्थिति के लिए $K' = \frac{1}{R'}\left(\frac{l}{A}\right)$

$$K' = \frac{1}{520} \times 129$$

$$= \frac{129}{520} \Rightarrow 0.248 \, S m^{-1}$$

$$\Lambda'_m = \frac{K'}{C'}$$

$$= \frac{0.248}{0.02} \Rightarrow \frac{\frac{0.248}{0.02}}{10^{-3}}$$

$$\Rightarrow \frac{248 \times 10^{-3}}{2}$$

$$= 12.4 \times 10^{-3} \Rightarrow 124 \times 10^{-4} \, S m^2 mol^{-1}$$

Q- $0.05\ mol\ L^{-1}$ NaOH विलयन के कॉलम का विद्युत प्रतिरोध 5.55×10^3 ohm है। इसका व्यास 1 cm एवं लं. 50 cm है। इसकी प्रतिरोधकता, चालकता तथा मोलर चालकता का परिकलन कीजिए। 87.135 Ωcm, 0.01148 S cm⁻¹, 229.6 S cm² mol⁻¹

A) $C = 0.05\ mol\ L^{-1} \rightarrow \frac{0.05}{10^3} \rightarrow 0.05 \times 10^{-3}\ mol/cm^3$

$R = 5.55 \times 10^3$, $r = 1/2\ cm \rightarrow 0.5\ cm$, $l = 50\ cm$

$\rho = \frac{RA}{l} \rightarrow \frac{R\pi r^2}{l}$

$\rightarrow \frac{5.55 \times 10^3 \times 3.14 \times 0.5 \times 0.5}{50}$

$= \frac{1.11 \times 10^3 \times 3.14 \times 0.25}{10} \rightarrow 1.11 \times 10^3 \times 1.57 \times 0.05$

$= 87.135\ \Omega cm$ Ans

b) चालकता $K = \frac{1}{\rho} = \frac{1}{87.135} = 0.01148\ S cm^{-1}$

c) मोलर चालकता $\Lambda_m = \frac{K}{C} = \frac{0.01148}{0.05 \times 10^{-3}}$

$= \frac{1148}{5000 \times 10^{-3}} \rightarrow 229.6\ Sm^2 mol^{-1}$ Ans

सांद्रता के साथ चालकता तथा मोलर चालकता में परिवर्तन- जब किसी विद्युत अपघट्य के विलयन की तनुता बढ़ाते हैं, अथवा सांद्रता घटाते हैं, तो उसकी मोलर चालकता सदैव बढ़ती है।

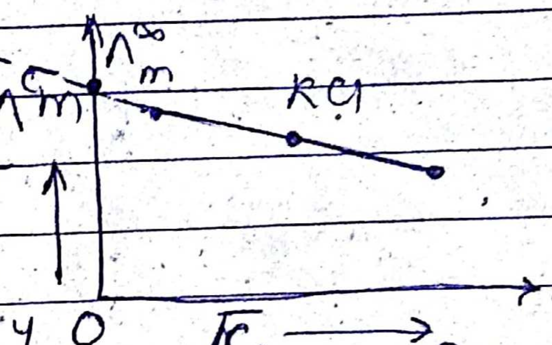
$(\because \Lambda_m = \frac{K}{C})$

(i) प्रबल विद्युत अपघट्य - प्रबल विद्युत अपघट्यों की चालकता अत्यंत उच्च होती है। अतः तनुता बढ़ाने से इनकी मोलर चालकता में बहुत कम वृद्धि होती है।

VS Vigyan Simplified

माना C सांद्रता पर किसी विद्युत अपघट्य की मोलर चालकता Λ_m^c तथा अनंत तनुता पर विद्युत अपघट्य की मोलर चालकता Λ_m^∞ है, तो अतः डिबाई हकेल समी. से $\boxed{\Lambda_m^c = \Lambda_m^\infty - b\sqrt{c}}$ जहाँ b एक नियतांक है, जो विलायक की प्रकृति व ताप पर निर्भर करता है।

प्रबल विद्युत अपघट्य जैसे KCl के लिए Λ_m^c व $\sqrt{c}$ के मध्य खींचा गया ग्राफ एक सरल रेखा के रूप में प्राप्त होता है।

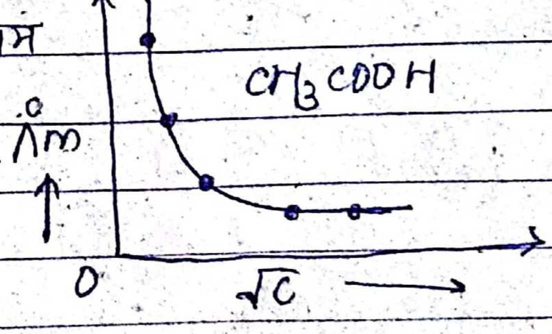


जिसे पीछे की ओर बढ़ाने पर यह y अक्ष के पर कुछ अंतः खण्ड बनाता है जो KCl की अनंत तनुता पर मोलर चालकता को व्यक्त करता है।

{ Λ_m^∞ को शून्य सांद्रता पर मोलर चालकता Λ_m^0 अथवा सीमांत मोलर चालकता से भी प्रदर्शित किया जाता है। }

2. दुर्बल विद्युत अपघट्य – इनकी चालकता बहुत कम होती है। अतः तनुता बढ़ाने से इनकी मोलर चालकता में बहुत अधिक वृद्धि होती है। यदि इनके लिए Λ_m^c व $\sqrt{c}$ के मध्य ग्राफ खींचे तो बर्हिर्वेशन क्रिया द्वारा इनकी सीमांत मोलर चालकता ज्ञात नहीं की जा सकती।

कोलराउश नियम – इस नियम के अनुसार, "किसी विद्युत अपघट्य की सीमांत मोलर चालकता उसके धनायनों व ऋणायनों की सीमांत मोलर चालकता के योग के बराबर होती है।



Ex – $NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$

$\Lambda_{NaCl}^\infty \longrightarrow \lambda_{Na^+}^\infty + \lambda_{Cl^-}^\infty$

कोलराउश नियम के अनुप्रयोग—

1) दुर्बल विद्युत अपघट्यों के लिए अनंत तनुता पर मोलर चालकता की गणना — एसीटिक अम्ल (उदा.)

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

$$\Lambda^\infty_{CH_3COOH} = \lambda^\infty_{CH_3COO^-} + \lambda^\infty_{H^+}$$

$$= \lambda^\infty_{CH_3COO^-} + \lambda^\infty_{H^+} + \lambda^\infty_{Na^+} + \lambda^\infty_{Cl^-} - \Lambda^\infty_{m(NaCl)}$$

$$= \lambda^\infty_{CH_3COO^-} + \lambda^\infty_{Na^+} + \lambda^\infty_{H^+} + \lambda^\infty_{Cl^-} - \Lambda^\infty_{m(NaCl)}$$

$$\boxed{\Lambda^\infty_{CH_3COOH} = \Lambda^\infty_{CH_3COONa} + \Lambda^\infty_{m(HCl)} - \Lambda^\infty_{m(NaCl)}}$$

∵ CH_3COONa, HCl व $NaCl$ प्रबल विद्युत अपघट्य हैं। अतः बहिर्वेशन द्वारा इनकी सीमांत मोलर चालकता ज्ञात करके एसीटिक अम्ल की सीमांत मोलर चालकता ज्ञात की जाती है।

2) वियोजन की मात्रा व वियोजन स्थिरांक की गणना

$$\Rightarrow \boxed{\alpha = \frac{\Lambda_m}{\Lambda^\circ_m}}$$

$$\boxed{K = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha}}$$ — वियोजन स्थिरांक

Q- NaCl, HCl व NaAc के लिए Λ°_m क्रमशः 126.4, 425.9, एवं 91.0 S $cm^2 mol^{-1}$ है। HAc के लिए Λ°_m की गणना करो।

A- $$HAc \rightarrow H^+ + Ac^-$$

कोलराउश के नियम से -

$$\Lambda^\circ_{m(HAc)} = \lambda^\circ_{H^+} + \lambda^\circ_{Ac^-}$$

$$\Lambda^\circ_{m(HAc)} = \lambda^\circ_{H^+} + \lambda^\circ_{Ac^-} + \lambda^\circ_{Na^+} + \lambda^\circ_{Cl^-} - \Lambda^\circ_{m(NaCl)}$$

$= \lambda^\circ_{H^+} + \lambda^\circ_{Cl^-} + \lambda^\circ_{Na^+} + \lambda^\circ_{Ac^-} - \Lambda^\circ_{m(NaCl)}$

PAGE NO
DATE :

$\Lambda^\circ_{m(HAc)} = \Lambda^\circ_{m(HCl)} + \Lambda^\circ_{(NaAc)} - \Lambda^\circ_{m(NaCl)}$

$= 425.9 + 91.0 - 126.4$

$= 516.9 - 126.4$

$= 390.5 \ S cm^2 mol^{-1}$ Ans

Q- जल की Λ°_m ज्ञात करने का एक तरीका बताओ।

A- $H_2O \rightarrow H^+ + OH^-$

$\Lambda^\infty_{m(H_2O)} \rightarrow \lambda^\infty_{H^+} + \lambda^\infty_{OH^-} + \lambda^\infty_{Na^+} + \lambda^\infty_{Cl^-} - \Lambda^\infty_{m(NaCl)}$

$\Lambda^\infty_{m(H_2O)} = \Lambda^\infty_{m(HCl)} + \Lambda^\infty_{m(NaOH)} - \Lambda^\infty_{m(NaCl)}$

VS
VigyanSimplified

Q- $0.001028 \ mol L^{-1}$ एसीटिक अम्ल की चालकता $4.95 \times 10^{-5} \ S cm^{-1}$ है। यदि एसीटिक अम्ल के लिए Λ°_m का मान $390.5 \ S cm^2 mol^{-1}$ है, तो इसके वियोजन स्थिरांक का परिकलन करो। $1.78 \times 10^{-5} \ mol L^{-1}$

A- $K = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha}$, $\alpha = \frac{\Lambda_m}{\Lambda^\circ_m}$, $\Lambda_m = \frac{K}{C}$

$C = 0.001028 \ mol L^{-1}$, $K = 4.95 \times 10^{-5}$, $\Lambda^\circ_m = 390.5$

$\Lambda_m = \frac{K}{C} = \frac{4.95 \times 10^{-5}}{0.001028} = \frac{49.5 \times 10^{3} \times 10^{-5}}{1028 \times 10^{6}}$

$\frac{4.95 \times 10^{-2} \times 10^{6}}{1028} = \frac{495 \times 10^{2}}{1028} = 48.15$

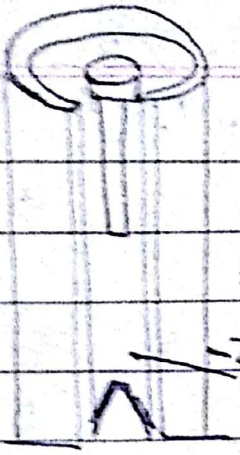
$\alpha = \frac{\Lambda_m}{\Lambda^\circ_m} = \frac{48.15}{390.5} = 0.1233$

$K = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0.001028 \times 0.1233 \times 0.1233}{1 - 0.1233}$

$$= \frac{0.001028 \times 0.015202}{0.8767}$$

$$= \frac{0.000015628}{0.8767} = \frac{15628 \times 10^{-5}}{8767}$$

$$= 1.78 \times 10^{-5}$$ ans



Q- 0.025 mol L^{-1} HCOOH की चालकता 46.1 $S cm^2 mol^{-1}$ है, इसकी वियोजन मात्रा व वियोजन स्थिरांक ज्ञात करो, $\lambda^\circ_{H^+} = 349.6 \, S cm^2 mol^{-1}$ व $\lambda^\circ_{HCOO^-} = 54.6 \, S cm^2 mol^{-1}$

Ans 0.114, 3.67×10^{-4} mol/L

A) $\Lambda_m = 46.1$, $C = 0.025$

$\Lambda^\circ_{m\,HCOOH} = \lambda^\infty_{H^+} + \lambda^\infty_{HCOO^-}$

$= 349.6 + 54.6$

$= 404.2$

$$\alpha = \frac{\Lambda_m}{\Lambda^\circ_m} = \frac{46.1}{404.2} = \frac{461}{4042} = 0.114 \text{ ans}$$

$$K = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0.025 \times 0.114 \times 0.114}{1 - 0.114} \Rightarrow \frac{0.0003249}{0.886}$$

$$= 0.0003667 \Rightarrow 3.67 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Q. **बैटरियाँ** - सैलों का संयोजन ही बैटरी कहलाती है ये दो प्रकार की होती है -

1) **प्राथमिक बैटरियाँ** - वे बैटरियाँ जिन्हें पुनः आवेशित नहीं किया जाता है, प्राथमिक बैटरियाँ कहलाती है, Ex- मर्क्यूरी सेल, शुष्क सेल,

शुष्क सेल (लैक्लांशे सेल) - इस सेल में Zn का एक बेलनाकार पात्र होता है जो ऐनोड का कार्य करता है, पात्र के मध्य में C की एक छड़ लगी रहती है, जो कैथोड का कार्य करती है। यह

अमोनियम क्लोराइड व कार्बन से बने गाढ़े मिश्रण में डूबी रहती है, यह मिश्रण विद्युत अपघट्य का कार्य करता है। इस मिश्रण में अल्प मात्रा में MnO_2 मिला देते है, जो विध्रुवक (H गैस को हटाता है) (का कार्य करता है) सैल में होने वाली अभि० निम्न है –

ऐनोड पर $Zn + 2e^- \rightarrow Zn^{2+}$ (ox) e^- का त्याग

कैथोड पर → $NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$

$MnO_2 + NH_4^+ + e^- \rightarrow NH_3 + MnO(OH)$ (अपचय)

इस रेडॉक्स अभि० के फलस्वरूप e^- ऐनोड से कैथोड की ओर जाने लगते है अर्थात विद्युत ऊर्जा प्राप्त होती है "इस सैल का विभव 1.5 V होता है।"

इसका उपयोग टॉर्च, रेडियो आदि में किया जाता है।

(ii) मर्क्यूरी सेल (बटन सेल) – इस सैल में Zn व Hg का अमलगम ऐनोड का कार्य करता है। HgO व C का पेस्ट कैथोड का कार्य करता है तथा KOH व ZnO का पेस्ट विद्युत अपघट्य का कार्य करता है। इस सैल में निम्न अभि० होती है :– $KOH \rightarrow K^+ + OH^-$

ऐनोड पर – $Zn + 2OH^- \rightarrow ZnO + H_2O + 2e^-$ (ox)

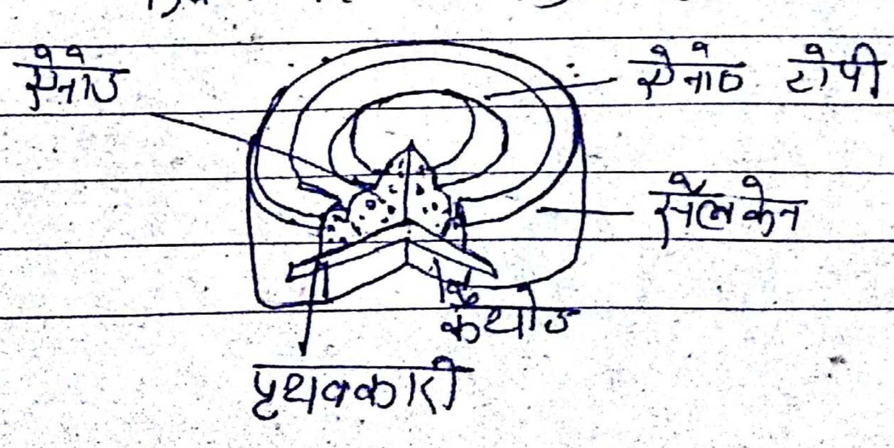
कैथोड पर – $HgO + H_2O + 2e^- \rightarrow Hg + 2OH^-$ (red)

सेल में होने वाली संपूर्ण अभि० निम्न है :–

$$Zn + HgO \rightarrow ZnO + Hg$$

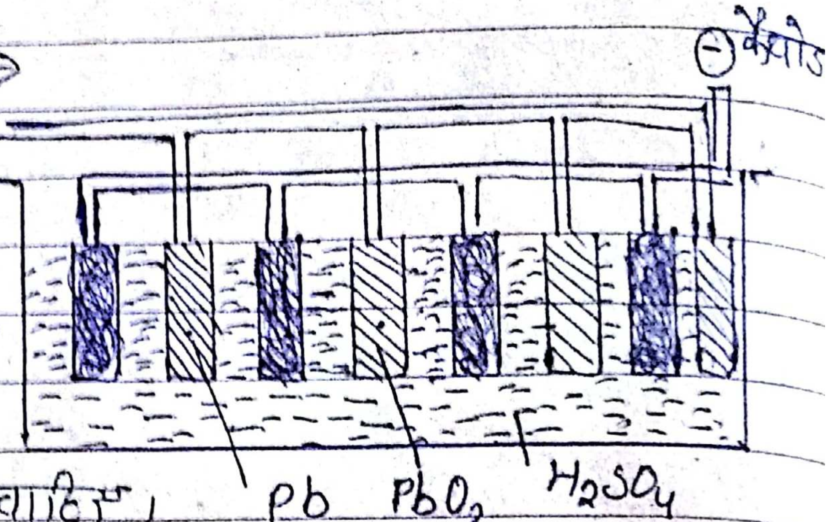
इस सेल का विभव 1.35 V होता है।

इसका उपयोग कैल्कुलेटर, हाथ में पहनने वाली घड़ी, श्रवण यंत्र में किया जाता है।



द्वितीयक बैटरियाँ → वे बैटरियां जिनका पुनः आवेशन संभव हो द्वितीयक बैटरियाँ कहलाती है। मोबाइल बैटरी, इन्वेटर बैटरी आदि।

लेड संचायक बैटरी →



एक लैड संचायक सेल का वि॰वा॰ बल लगभग 2V होता है। परन्तु वाहनों में प्रयुक्त होने वाली बैटरियाँ लगभग 12V की होनी चाहिए। अतः Pb संचायक बैटरी में 6 सेलों को श्रेणीक्रम में जोड़कर आवश्यक वोल्टेज प्राप्त कर लेते है। ये इसमें लैड की प्लेटे ऐनोड का तथा PbO_2 की प्लेटे कैथोड का कार्य करती है। जो प्लेटे एकांतर क्रम से लगी रहती है। तथा सांद्र H_2SO_4 के विलयन में डूबी होती है। जो विद्युत अपघट्य का कार्य करता है। सेल में V आवेशन (डिस्चार्ज) के दौरान इलेक्ट्रोडो में निम्न अभि॰ होती है।

ऐनोड पर − $Pb + SO_4^{2-} \longrightarrow PbSO_4 + 2e^-$ (ox)

कैथोड पर − ~~$PbO_2 + SO_4^{2-} \longrightarrow PbSO_4 + 2e^-$ (red)~~

$PbO_2 + SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- \rightarrow PbSO_4 + 2H_2O$ (red)

$$Pb + PbO_2 + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2PbSO_4 + 2H_2O$$

जब सेल को आवेशित किया जाता है, तो उसका ऐनोड कैथोड की तरह व कैथोड ऐनोड की तरह कार्य करता है। अर्थात इलेक्ट्रोडो पर होने वाली अभि॰ उत्क्रमित हो जाती

निकेल कैडमियम सेल → विशेषता) इस सेल को पुनः आवेशित होने में अधिक समय लगता है। परन्तु इसके निर्माण में लागत अधिक आती है।

सेल में निम्न रेडॉक्स अभि॰ होती है:−

$Cd + 2Ni(OH)_3 \rightarrow CdO + 2Ni(OH)_2 + H_2O$

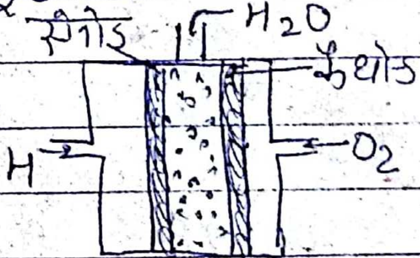
ईंधन सेल :- वह युक्ति जो ईंधन की दहन ऊर्जा को विद्युत ऊर्जा में बदल देता है, ईंधन सेल कहलाता है। इस सेल में ईंधन के रूप में H, मेथेन व मेथेनॉल आदि का उपयोग किया जाता है।

हाइड्रोजन ऑक्सीजन ईंधन सेल - इस सेल में लोहे का एक पात्र होता है, जिसके पार्श्वों (साइड) में दो छिद्र होते हैं, जिसमें से क्रमशः H व O गैसें प्रवाहित करते हैं। सेल के भीतर ग्रेफाइट व कार्बन के दो छिद्रित इलेक्ट्रॉड लगे रहते हैं। इन इलेक्ट्रॉडों के भीतर कोई उपयुक्त उत्प्रेरक (जैसे Pt) भर देते हैं। इलेक्ट्रॉडों के मध्य तनु NaOH का विलयन भर देते हैं। टंकी के ऊपरी भाग में एक निकास द्वार होता है, जिसकी सहायता से अभि. में बने जल को बाहर निकाल देते हैं। सेल में निम्न अभि. होती हैं

एनोड पर - $2H_2 + 4OH^- \rightarrow 4H_2O + 4e^-$

कैथोड पर - $O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$



गैल्वेनी सेल (रासायनिक)	विद्युत अपघटनी सेल
① यह रासायनिक ऊर्जा को विद्युत ऊर्जा में बदलता है।	यह विद्युत ऊर्जा को रासायनिक ऊर्जा में बदलता है।
② इसमें एनोड ऋण ध्रुव व कैथोड धन ध्रुव होता है।	इसमें एनोड धन ध्रुव व कैथोड ऋण ध्रुव होता है।
③ इसमें लवण सेतु की आवश्यकता होती है।	इसमें आवश्यकता नहीं होती है।

संक्षारण - धातु का वायु, नमी तथा अन्य गैसों से क्रिया करके धीरे-धीरे क्षय होने की क्रिया संक्षारण कहलाती है।

Ex- Fe संक्षारित होने के कारण भूरा, जबकि चांदी काली पड़ जाती है।

VS
Vidyan Simplified

उत्कृष्ट धातुएँ जैसे Au, Pt आदि का संक्षारण नहीं होता है।

PAGE NO
DATE

लोहे में जंग लगने की क्रियाविधि –

जब Fe संक्षारित होता है तो उसमें जलयोजित फेरिक ऑक्साइड ($Fe_2O_3 \cdot xH_2O$) की परत एकत्र हो जाती है जिससे Fe क्षय होता रहता है। जब लोहे में जंग लगता है, तो उसके भीतर एक विद्युत रासायनिक सेल का निर्माण हो जाता है। लोहे का एक भाग ऐनोड का कार्य करता है तथा नम वायु युक्त दूसरा भाग कैथोड का कार्य करता है। ऐनोड पर ऑक्सीकरण क्रिया के फलस्वरूप e^- का त्याग होता है। जिससे Fe^{2+} आयन बनते हैं।

ऐनोड पर –($Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2e^-$) × 2

ये e^- जल में उपस्थित H^+ आयनों को अपचायित कर देते हैं, जिससे कैथोड पर जल बनता है।

कैथोड पर: $O_2 + 4H^+ + 4e^- \longrightarrow 2H_2O$

ऐनोड पर बना Fe^{2+} आयन वायु व नमी से क्रिया करके फेरिक ऑक्साइड बनाता है, जो जलयोजित होकर जंग में बदल जाता है।

$$2Fe^{2+} + 2H_2O + \frac{1}{2}O_2 \longrightarrow Fe_2O_3 + 4H^+$$

$$Fe_2O_3 + xH_2O \longrightarrow Fe_2O_3 \cdot xH_2O$$

{जलयोजित फेरिक ऑक्साइड (जंग)}

संक्षारण को प्रभावित करने वाले कारक :-

1. विद्युत रासायनिक श्रेणी में नीचे स्थित धातुएँ अधिक संक्षारित होती हैं। (सक्रिय धातुएँ)
2. अशुद्धियाँ व विद्युत अपघट्य की उपस्थिति धातु के संक्षारण को बढ़ाती है।
3. हवा, पानी लगने पर संक्षारण की दर बढ़ जाती है।
4. धातु सतह असमान होने पर संक्षारण बढ़ जाता है।

VS Vigyan Simplified

PAGE NO
DATE : / /

संक्षारण पर रोक –

1- धातु की सतह पर पेंट लगाने से।

2- धातु " " " तेल या ग्रीस लगाने से।

3- धातु पर असंक्षारणीय धातुओं की परत द्वारा – धातु जैसे Ni, Cr आदि की पतली परत चढ़ाकर।

4- लोहे का गैल्वेनीकरण – लोहे की सतह पर Zn की पतली परत को जमा करने की प्रक्रिया को गैल्वेनीकरण कहते हैं।