ईकाई III

वैद्युत रसायन

1. इलेक्ट्रानिक एवं धात्विक चालन

2. चालकता, विशिष्ट एवं त्लयांकी चालकता

3. कोलराऊस नियम एवं इसका अनुप्रयोग

4. वैद्युत रसायन सेल

(a) वैद्युत अपघटनी सैल

(b) गैल्वनी सैल

5. विभिन्न प्रकार के इलेक्ट्रोड

6. इलेक्ट्रोड विभव, अर्ध सैल विभव

7. नर्नेस्ट समीकरण एवं अनुप्रयोग

8. सेल विभव एवं गिब्स ऊर्जा में सम्बन्ध

9. शुष्क एवं सीसा संचायक सैल

10. ईंधन सैल

धात्विक चालक या इलेक्ट्रानिक चालक

ऐसे चालक जिनमें आवेश वाहक इलेक्ट्रान होते हैं – धात्विक या इलेक्ट्रानिक चालक कहलाते हैं। उच्च विभव से निम्न विभव की ओर इलेक्ट्रान के गमन के कारण विद्युत प्रवाह सम्पन्न होता है। यहाँ धारा प्रवाह के साथ कोई रासायनिक परिवर्तन दृष्टिगोचर नहीं होता है।

उदाहरण – चांदी, तांबा, मिश्र धातुएँ, CdS, CuS आदि।

वैद्युत अपघटनी चालक

ऐसे चालक जिनमें विद्युत धारा का प्रवाह आवेशी आयनों का विपरीत आवेश वाले इलेक्ट्रोड पर अभिगमन के कारण संभव होता है। ऐसे चालक वैद्युत अपघटनी चालक कहलाते हैं। इन चालकों में आयनों के प्रवाह के कारण रासायनिक परिवर्तन दृष्टिगोचर होता है, एवं पदार्थ आयनों में अपघटित हो जाता है। इस कारण से इन्हें विद्युत अपघट्य कहते हैं।

उदाहरण – अमल, क्षार, पिघले हुए लवण।

कुछ पदार्थ अपघटित नहीं होते हैं, एवं विद्युत के चालक नहीं होते हैं। ऐसे पदार्थ विद्युत अनपघट्य कहलाते हैं।

उदाहरण – शक्कर, शुद्ध पानी आदि।

जिन पदार्थों में विद्युत धारा का प्रवाह इलेक्ट्रान एवं आयर्नों दोनों के प्रवाह के कारण होता है, ऐसे पदार्थ मिश्रित चालक कहलाते हैं। उदाहरण – द्रव अमोनिया में सोडियम का विलपन, पिघला हुआ क्यूप्रस क्लोराइड।

मोलर सान्द्रता को प्रभावित करने वाले कारण

(i) वैद्युत अपघट्य की प्रकृति

हम जानते हैं कि प्रबल वैद्युत अपघट्य पूर्णतः आयनित होते है, अतः उनकी चालकता अत्यधिक होती है। दूसरी तरफ दुर्बल विद्युत अपघट्य बहुत कम आयनित होते है, अतः उनकी चालकता बहुत कम होती है।

(ii) **विलयन की सान्द्रता**

सामान्यतया तनुता बढ़ने पर (सान्द्रता कम होने पर) वैद्युत अपघट्य की चालकता का मान बढ़ता है। किसी विलयन की चालकता वैद्युत अपघट्य में उपस्थित आयनों की संख्या पर निर्भर करती है। विलयन को तनु करने पर विद्युत अपघट्य के वियोजन में वृद्धि हो जाती है, जिससे आयनों की संख्या में बढ़ोतरी हो जाती है। विलयन को तनु करने पर विशिष्ट चालकता के मान में कमी आती है। क्योंकि **विशिष्ट चालकता का एक धन सेमी. विलयन चालकता होती है** ,विलयन को तनु करने पर 1 धन सेमी विलयन में आयनों की संख्या घट जाती है, परन्तु विलयन का आयतन बढ़ जाता है। इसी प्रकार तुल्यांकी चालकता का मान तनुता बढाने पर बढ़ जाता है। क्योंकि हम जानते हैं कि **विशिष्ट चालकता व आयतन का गुणनफल ही तुल्यांकी चालकता कहलाता है।** विलयन को तनु करने पर आयतन में वृद्धि अधिक होती है एवं विशिष्ट चालकता के मान में तुलनात्मक (विलयन की) रूप से कम से कम अनुपात में होती है।

विलयन को अनन्त रूप से तनु करने पर (शून्य सान्द्रता) तुल्यांकी चालकता का मान चरम मान प्राप्त कर लेता है। इसे λ_{∞}. से व्यक्त करते हैं।

आयनों का अभिगम एवं कोलराऊस का नियम

प्रबल विद्युत अपघट्य सभी सान्द्रताओं पर पूर्णतः वियोजित होते हैं, परन्तु दुर्बल विद्युत अपघट्य के लिए सत्य नहीं है।

कोलराउस ने प्रबल विद्युत अपघट्यों के लिए विभिन्न सान्द्रताओं पर तुल्यांकी चालकता का मान निम्न सूत्र से दिया।

$$\lambda_c^{\infty} = \lambda_{\infty} - b\,(C)^{1/2}$$

λ_c^{∞} = C सान्द्रता पर तुल्यांकी चालकता

λ_{∞}= अनन्त तनुता पर तुल्यांकी चालकता

b = स्थिरांक

दुर्बल विद्युत अपघट्यों के लिए λ_{∞} का मान ज्ञात करने के लिए कोलराऊश ने आयनों के स्वतंत्र अभिगमन का नियम दिया। इस नियम के अनुसार ''किसी वैद्युत

अपघट्य के लिए अनन्त तनुता पर तुल्यांकी चालकता का मान विलयन में घनायन एवं ऋणायन द्वारा प्रदत्त तुल्यांकी चालकताओं के योग के बराबर होती है।''

$$\lambda_\infty = \lambda_a^\infty + \lambda_c^\infty$$

λ_c^∞= अनन्त तनुता पर धनायन की तुल्यांकी चालकता

λ_a^∞ = अनन्त तनुता पर ऋणात्मक की तुल्यांकी चालकता

कोलराऊरा नियम के अनुप्रयोग

दुर्बल विद्युत अपघ्टयों के लिए अनन्त तनुता पर तुल्यांकी चालकता का मान ज्ञात करना CH_3COOH के लिए अनन्त तनुता पर तुल्यांकी चालकता का मान निम्न प्रकार से ज्ञात कर सकते हैं।

$\lambda_\infty (CH_3COOH) = \lambda_\infty (CH_3COO^-) + \lambda_\infty (H^+)$

HCl, NaCl and CH_3COONa

$\lambda_\infty (CH_3COONa) = \lambda_\infty (CH_3COO^-) + \lambda_\infty (Na^+)$
$\lambda_\infty (HCl) = \lambda_\infty (H^+) + \lambda_\infty (Cl^-)$
$\lambda_\infty (NaCl) = \lambda_\infty (Na^+) + \lambda_\infty (Cl^-)$

It is clear that
$\lambda_\infty(CH_3COO^-) + \lambda_\infty(H^+) =[\lambda_\infty (CH_3COO^-) + \lambda_\infty (Na^+)] + [\lambda_\infty (H^+) + \lambda_\infty (Cl^-)] - [\lambda_\infty (Na^+)+\lambda_\infty (Cl^-)]$
OR
$\lambda_\infty (CH_3COOH) = \lambda_\infty (CH_3COONa) + \lambda_\infty (HCl) - \lambda_\infty (NaCl)$
Similarly
$\lambda_\infty(NH_4OH) = \lambda_\infty (NH_4Cl] + \lambda_\infty (NaOH) - \lambda_\infty (NaCl)$

दुर्बल विद्युत अपघट्यों के लिए नियोजन की मात्रा की गणना करना।

हम जानते हैं कि दुर्बल विद्युत अपघट्य के वियोजन की मात्रा जितनी अधिक होगी, तुल्यांकी चालकता का मान उतना ही अधिक होगा।

अनन्त तनुता पर

$$\alpha = \frac{\lambda^v}{\lambda^\infty}$$

किसी सान्द्रता पर वियोजन की मात्रा α

इसी प्रकार दुर्बल विद्युत अपघट्य के लिए साम्य स्थिरांक निम्न सूत्र से ज्ञात कर सकते हैं

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

α = वियोजन की मात्रा, C = सान्द्रता, , K = साम्य स्थिरांक

गैल्वनी सैल	वैद्युत अपघटनी सैल
1. गैल्वनी सैल में विद्युत ऊर्जा उत्पन्न होती है।	1. वैद्युत अपघटनी सैल में विद्युत ऊर्जा का उपभोग होता है।
2. इन सैलों में अभिक्रिया स्वतः (Spntaneous) होती है।	2. इन सैलों में स्वतः अभिक्रिया नहीं होती है।
3. लवण सेतु के द्वारा दोनों अर्ध सैल सम्पर्क में रहते हैं।	3. दोनों इलेक्ट्रोड को एक ही पात्र में रखे गलित विद्युत अपघट्य अथवा विलयन में रखा जाता है।
4. गैल्वनी सैल में एनोड ऋणात्मक व कैथोड धनात्मक होता है।	4. वैद्युत अपघटनी सैल में एनोड धनात्मक व कैथोड ऋणात्मक होता ळें

वैद्युत रासायनिक अथवा गैल्वनी सैल

ऐसे युक्ति जिसमें रासायनिक अभिक्रिया के द्वारा विद्युत ऊर्जा प्राप्त की जाती है, गैल्वनी सैल कहलाती है। इसे वैद्युत रासायनिक सैल भी कहते हैं। इन सैलों आक्सीकरण एवं अपचयन अलग–अलग पात्रों में सम्पन्न होता है, जो कि अर्ध सैल कहलाते हैं। इन सैलों में रेडॉक्स अभिक्रिया स्वतः सम्पन्न होती है।

उदाहरण – $Zn\,(s)+Cu^{2+}\,(aq) = Zn^{2+}\,(aq) + Cu\,(s)$

जिंक छड, जिंक सल्फेट के विलयन में एवं कॉपर छड, कॉपर सल्फेट के विलयन में डूबी रहती है। इन धात्विक छडों को इलेक्ट्राड कहते हैं। दोनों पात्रों में (बीकरों) का विलयन आपस में एक उत्क्रमित U ट्यूब के द्वारा जुड़े रहते हैं। इस ट्यूब में वैद्युत अपघट्य KCl, KNO_3अथवा $NH_4\,NO_3$ उपस्थित होता हैं, जिनको प्रक्रम के दौरान कोई रासायनिक परिवर्तन नहीं होता है। इस U ट्यूब नली को

लवण सेतु कहते हैं। लवण सेतु दोनों अर्ध सैल विलपनों में विद्युत उदासीनता बनाए रखने एवं विद्युत रासायनिक सैल में एनोड पर आक्सीकरण (ऋणात्मक टर्मिनलं एवं कैथोड़) (धनात्मक टर्मिनल) पर अपचयन संभव होता है। इलेक्ट्रान का प्रवाह ऐनोड से कैथोड व धारा प्रवाह कैथोड से ऐनोड की ओर होता है।

वैद्युत रासायनिक सैल को प्रदर्शित करने की विधि

सबसे बायीं ओर एनोड (आक्सीकरण अभिक्रिया) व दायीं ओर कैथोड (अपचयन अभिक्रिया) लिखा जाता है। धातु एवं धनायन को, अथवा सीधी रेखा। के द्वारा पृथक् रखते हैं। लवण सेतु को दो सीधी रेखा।। के द्वारा प्रदर्शित करते हैं।
उदाहरण – $Zn \mid Zn^{+2}(1M) \parallel Cu^{2+}(1M) \mid Cu$

इलेक्ट्राड विभव – जब किसी इलेक्ट्राड को उसके आयन के विलयन में रखते हैं तो निम्न दो संभावनाएँ उत्पन्न होती है –

1. इलेक्ट्राड से धातु, विलयन को इलेक्ट्रान प्रदान करके, आयन में परिवर्तित हो जाए

$Cu\,(S) \rightarrow Cu^{2+}\,(aq)+2e$ (आक्सीकरण)

2. विलयन में से धातु आयन, इलेक्ट्राड पर इलेक्ट्रान ग्रहण करके धातु में परिवर्तित हो जाए।

$Cu^{2+}(aq)+2e \rightarrow Cu\,(S)$ (अपचयन)

इस प्रकार इलेक्ट्राड व विलयन के मध्य आवेश अन्तर उत्पन्न हो जाता है एवं यह विद्युत विभव के लिए उत्तरदायी होता है। यह विद्युत विभवान्तर, जो कि इलेक्ट्राड (धातु) एवं विलयन के मध्य उत्पन्न होता है, को इलेक्ट्राड विभव कहते है। यदि इलेक्ट्राड की प्रवृत्ति विलयन को इलेक्ट्रान देने की है, तब विभवान्तर आक्सीकरण विभव कहलाता है। इसी प्रकार यदि इलेक्ट्राड की प्रवृत्ति विलयन से इलेक्ट्रान प्राप्त करने की है, तब इसे अपचयन विभ्व कहते हैं। किसी सैल का विभव निम्न पर निर्भर करता है –

1. धातु एवं धातु आयनों की प्रकृति
2. आयनों की विलयन में सान्द्रता
3. ताप

सैल विभव (EMF)

E_{cell} = E (कैथोड) - (ऐनोड)

यदि सैल विभव का मान 25^0C 1 atm दाब पर ज्ञात किया जाए तब इसे मानक सैल विभव कहते हैं।

विभिन्न प्रकार के इलेक्ट्रोड

1. धातु–धातु आयन इलेक्ट्रोड

इस प्रकार के इलेक्ट्रोड में धातु आयन की छड धात्विक आयन रखने वाले विलयन में डूबी रहती है। उदाहरण जिंक छड एवं जिंक सल्फेट विलयन। इसे निम्न प्रकार से प्रदर्शित किया जा सकता है –

$$M(s);\ M^{Z+}(aq)$$

2. गैस इलेक्ट्रोड

(a) हाइड्रोजन इलेक्ट्रोड

जब HCl विलयन में हाइड्रोजन गैस बुलबुलों के रूप में बाहर निकलती है तो इस प्रकार के इलेक्ट्रोड का निर्माण होता है

$$H^+(aq) + e = \tfrac{1}{2}\ H_2(g)$$

यह इलेक्ट्रोड हाइड्रोजन आयन H^+ के लिए उत्क्रमणीय होता है। चूंकि H_2 गैस कुचालक होती है, अतः प्लैटिनम अथवा कोई अन्य धातु, जिस पर अम्ल का प्रभाव नहीं होता है एवं हाइड्रोजन गैस के साथ आसानी सेसाम्य स्थापित कर लेती है, का चयन इस प्रकार के इलेक्ट्रोड का निर्माण करने के लिए करते हैं।

$$Pt\ ;\ H_2(g),\ H^+(aq)$$

इसी प्रकार क्लोरीन Cl_2 इलेक्ट्रोड के लिए

$$Pt\ ;\ Cl_2(g),\ Cl(aq)$$

इलेक्ट्रोड अभिक्रिया

$\frac{1}{2} Cl_2 (g) + e = Cl^-(aq)$

अतः यह अभिक्रिया $Cl^-(aq)$ के लिए उत्क्रमणी है।

3. धातु–अविलेय धातु लवण इलेक्ट्रोड

इस प्रकार के इलेक्ट्रोड में धातु, धातु आयन रखने वाला आंशिक रूप से विलेय लवण जो कि समान ऋणायन रखने वाले लवण में डूबा होता है। उदाहरण कैलोमल इलेक्ट्रोड –

Hg, Hg_2Cl_2 (s); KCl (विलयन)

नरनेस्ट समीकरण

नर्नेस्ट समीकरण की सहायता से इलेक्ट्रोड एवं सैल विभव की सान्द्रता पर निर्भरता ज्ञात कर सकते हैं। माना कि एक सामान्य इलेक्ट्रोड अभिक्रिया निम्न प्रकार है –

$M^{n+}(aq) + ne^- \longrightarrow M(s)$

$$E(M^{n+} \mid M) = E^O(M^{n+} \mid M) - \frac{RT}{nF} \ln \frac{[M(s)]}{[M^{n+}(aq)]}$$

$$E(M^{n+} \mid M) = E^O(M^{n+} \mid M) - \frac{2.303\ RT}{nF} \log \frac{[M(s)]}{[M^{n+}(aq)]}$$

$R = 8.314\ JK^{-1}mol^{-1}$ $T = 298\ K$ $F = 96500$ Coulomb

$$E(M^{n+} \mid M) = E^0(M^{n+} \mid M) - \frac{0.0591}{n} \log \frac{[M(s)]}{[M^{n+}(aq)]}$$

नर्नेस्ट समीकरण की सहायता से साम्य स्थिरांक की गणना करना

माना कि एक रेडॉक्स अभिक्रिया निम्न प्रकार सम्पन्न होती है –

$Zn(s) \longrightarrow Zn^{+2}(aq) + 2e^-$

$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \longrightarrow Cu(s)$

$Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \text{—} Z^{n2+}(aq) + Cu(s)$

$E_{Cell} = E(Cathode) - E(Anode)$

$E_{Cell} = E(Cu^{2+} \mid Cu) - E(Zn^{2+} \mid Zn)$

$$E_{Cell} = E^{O}_{Cell} - \frac{2.303\ RT}{2F} \log \frac{[Zn^{2+}(aq)]}{[Cu^{2+}(aq)]}$$

वैद्युत रासायनिक सैल एवं मुक्त ऊर्जा

वैद्युत रासायनिक सैलों में रासायनिक ऊर्जा विद्युत ऊर्जा में परिवर्तित होती है। सैल विभव मुक्त ऊर्जा परिवर्तन से सम्बन्धित होता है। किसी विद्युत रासायनिक सैल में, निकाय विद्युत सर्किट के माध्यम से विद्युत ऊर्जा का स्थानांतरण करके कार्य करता है।

हम जानते हैं कि किसी निकाय द्वारा किया गया अधिकतम उपयोगी कार्य – मुक्त ऊर्जा परिवर्तन कहलाता है। अतः ΔG = किया गया अधिकतम कार्य

किसी विद्युत रासायनिक सैल में, nF आवेष को सैल द्वारा ले जाने में किया गया nF E_{cell} जहां F फैराडे निपतांक, E_{cell} सैल विभव n मोलों की संख्या है।

जब वोल्टिक सैल कार्य करता है, तो निकाय द्वारा परिपार्श्विक पर कार्य किया जाता है, अर्थात् सैल से विद्युत धारा का सर्किट (परिपथ) के माध्यम से प्रवाह सम्पन्न होता हैं। अतः परम्परा के अनुसार किया गया कार्य ऋणात्मक होता है।

$\Delta G = W_{max} = -n\ F\ E_{cell}$

मानक सैल विभव के रूप में लिखने पर

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

जहां ΔG^0 = मानक ऊर्जा परिवर्तन (गिब्स)

E^0_{Cell}= मानक सैल विभव

नर्नेस्ट समीकरण के अनुप्रयोग

(1) **सैल विभव का मान ज्ञात करना** उदाहरण के लिए

$Zn \mid Zn^{+2}\ (1M) \parallel Cu^{2+}\ (1M) \mid Cu$

उपर्युक्त सैल के लिए सैल विभव का मान

E_{cell} = E (कैथोड) – E (ऐनोड)

$$Zn\ (s) \longrightarrow Zn^{+2}\ (aq) + 2e^{-}$$

$$Cu^{2+}\ (aq) + 2e^{-} \longrightarrow Cu\ (s)$$

$E_{Cell} = E\ (Cathode) - E\ (Anode)$

$E_{Cell} = E\ (Cu^{2+} \mid Cu) - E\ (Zn^{2+} \mid Zn)$

$$E_{Cell} = E^{O}_{Cell} - \frac{2.303\ RT}{2F} \log \frac{[Zn^{2+}(aq)]}{[Cu^{2+}(aq)]}$$

(2) **अर्धसैल के लिए सान्द्रता का मान ज्ञात करना।**

व्यवसायिक सैल (Commercial Cells)

गैल्वनी सैल का मुख्य कार्य रासायनिक क्रिया के माध्यम से विद्युत ऊर्जा उत्पन्न करना होता है। यदि दो या अधिक गैल्वनी सैल श्रेणी क्रम में एक दूसरे से जुड़े हो तो यह व्यवस्था बैटरी कहलाती है। इस प्रकार बैटरी एक वैद्युत रासायनिक युक्ति होती है जिसे ऊर्जा स्त्रोत के रूप में कार्य लेते हैं। एक उपयोगी बैटरी में निम्न गुण होने चाहिए –

(a) यह वजन में हल्की एवं इसका परिवहन आसानी से किया जा सके।

(b) इसका जीवनकाल अधिक होना चाहिए (उपयोग अथवा रखे रहने पर भी)

(c) उपयोग के दौरान इसके वोल्टेज में अधिक परिवर्तन नहीं होना चाहिए।

मुख्य रूप से दो प्रकार के व्यावसायिक सैल होते हैं –

(a) **प्राथमिक सैल** – ऐसे सैल जिन्हें पुनः चार्ज नहीं किया जा सके। उदाहरण – शुष्क सैल, मरकरी (पारा) सैल।

(b) **द्वितीयक सैल** – इन सैलों को सिकी बाह्य स्त्रोत से विद्युत धारा के प्रवाह के माध्यम से पुनः चार्ज किया जा सकता है अर्थात् दुबारा उपयोग में लिया जा सकता है। इन्हें स्टोरेज सैल भी कहते हैं। उदाहरण सीसा– संचायक सैल, निकल कैडमियल सैल।

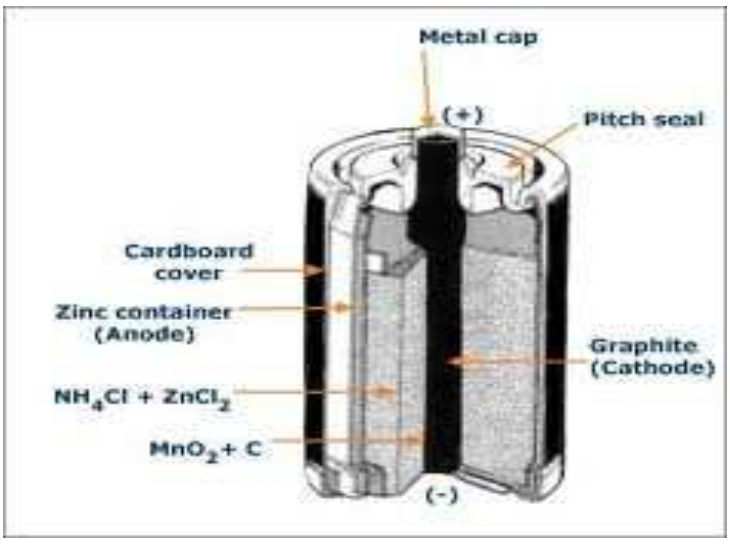
शुष्क सैल – इन सैलों का प्रयोग टार्च, खिलौनों, रिमोट कन्ट्रोल, कैलकुलेटर आदि में करते हैं। इन सैलों का आविष्कार वैज्ञानिक लैक्लांषे ने किया। इस सैल की सैल अभिक्रिया को निम्न प्रकार से लिख सकते हैं –

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

कैथोड $NH_4^+ (aq) + MnO_2 (s) + 2e \longrightarrow MnO(OH)^- + NH_3$

कुल $Zn + NH_4^+ (aq) + MnO_2 (s) \longrightarrow Zn^{2+} + MnO(OH)^- + NH_3$

शुष्क सैलों में एक जिंक सिलेण्डर होता है जिसमें अमोनियम क्लोराइड व कम मात्रा में उपस्थित जिंक क्लोराइड का पेस्ट उपस्थित होता है। इस सैल से 1.2 से 1.5V प्राप्त होता है।



मरकरी सैल – इन सैलों का उपयोग घडी, कैमरे, श्रव्य उपकरणों में किया जाता है। चूंकि इस सैल की अभिक्रिया में विलयन में कोई ऐसा आयन उपस्थित नहीं होता है जिसकी सान्द्रता परिवर्तित होती है। अतः उपयोग में लेने के दौरान वोल्टेज में कोई परिवर्तन नहीं होता है, जबकि शुष्क सैलों में ऐसा नहीं होता है। मरकरी सैलों से प्राप्त होने वाला वोल्टेज 1.35V होता है।

ऐनोड $Zn + 2O H^- \longrightarrow ZnO (s) + H_2O + 2e$

कैथोड $HgO (s) + H_2O + 2e \longrightarrow Hg (l) + + 2OH^-$

कुल Zn (अमलगम)$+ HgO (s) \longrightarrow ZnO (s) + Zn^{2+} + Hg (l)$

सीसा संचायक सैल (Lead-Stroage Cell)

सीसा संचायक सैल द्वितीय सैलों का उदाहरण है। साधारणतः इन्हें आटोमोबाइल में कार्य लेते हैं। प्रत्येक सीसा संचायक बैटरी में छह सैल श्रेणी क्रम में जुड़े होते हैं। इस बैटरी से मिलने वाले वोल्टेज का मान 6–12 वोल्ट होता है।

DISCHARGING REACTIONS

Negative Plate Reaction $Pb(s) + HSO^{-4}(aq) \rightarrow PbSO_4(s) + H^+(aq) + 2e$

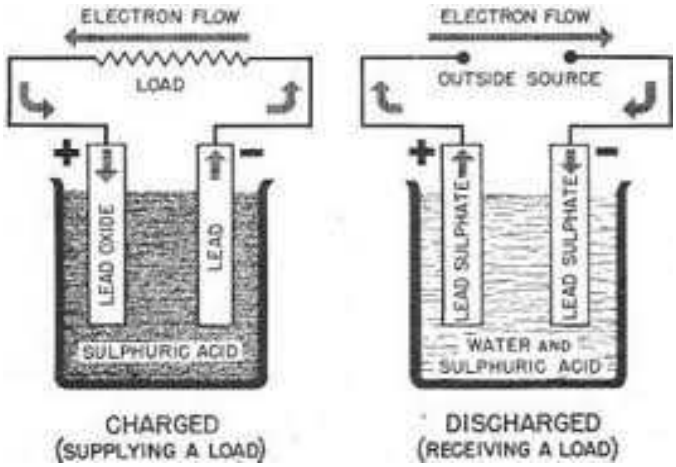
Positive Plate Reaction $PbO_2(s) + HSO^{-4}(aq) + 3H^+(aq) + 2e \rightarrow PbSO_4(s) + 2H_2O(l)$

Total Reaction $Pb(s) + PbO_2(s) + 2H_2SO_4(aq) \rightarrow 2PbSO_4(s) + 2H_2O(l)$

CHARGING REACTIONS

Negative Plate Reaction $PbSO_4(s) + H^+(aq) + 2e \rightarrow Pb(s) + HSO^{-4}(aq)$

Positve Plate Reaction $PbSO_4(s) + 2H_2O(l) \rightarrow PbO_2(s) + HSO{-4}(aq) + 3H^+(aq) + 2\text{-}e$



ईंधन सैल (Fuel Cell)

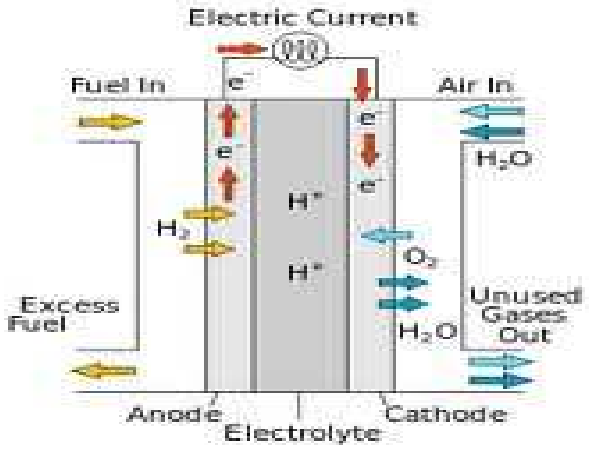
ये एक प्रकार के वोल्टिक सैल होते हैं जिनमें अभिकारकों को नियमित रूप से इलेक्ट्रोडों तक पहुंचाया जाता है। ईंधर सैल में H_2, CO CH_4 आदि प्रकार के ईंधन के दहन से सीधे विद्युत ऊर्जा प्राप्त की जाती है।

उदाहरण – हाइड्रोजन – ऑक्सीजन **ईंधन** सैल

ऐनोड $2[H_2(g) + 2\,OH^-(aq) = 2H_2O(l) + 2e]$

कैथोड $O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e = 4OH^-(aq)$

कुल $2H_2(g) + O_2(g) = 2H_2O(l)$



हाइड्रोजन को एनोड कक्ष में प्रवेश कराते हैं जहां इसका आक्सीकरण हो जाता है, वहीं ऑक्सीजन का कैथोड कक्ष में उपचयन हो जाता है। कुल (सम्पूर्ण) सैल अभिक्रिया में हाइड्रोजन एवं आक्सीजन के दहन से विद्युत ऊर्जा एवं जल की प्राप्ति होती है।

प्रत्येक इलेक्ट्रोड संरन्ध्र कार्बन, जिसमें की सूक्ष्म मात्रा में प्लैटिनम, सिल्वर, कोबाल्ट ऑक्साइड उत्प्रेरक के रूप में उपस्थित होते हैं, का बना होता है। फ्यूल सैल (ईंधर सैल) का उपयोग अंतरिक्ष यानों, कारों, अन्य अत्याधुनिक तकनीकों में किया जाता है।

साधारण सैलों से तुलना

(1) **उच्च क्षमता** – चूंकि ईंधर सैलों में ईंधर (H_2, O_2 ,CO) आदि सीधे ही विद्युत ऊर्जा में परिवर्तित हो जाता है, अतः ये साधारण सैलों की तुलना में अधिक क्षमतावान होते हैं। साधारण सैलों की क्षमता 40 प्रतिशत होती है वही ईंधर सैलों की क्षमता 60–70 % होती है।

(2) ऊजा का नियमित स्रोत – साधारण सैलों की तरह इनमें इलेक्ट्रोड पदार्थ को परिवर्तित करने की आवश्यकता नहीं होती है। इस प्रकार ईंधर सैलों से लगातार नियमित रूप से विद्युत ऊर्जा की प्राप्ति होती रहती है।

(3) **प्रदूषण रहित स्त्रोत** – ईंधन सैलों में कोई हानिकारक उत्पाद, उप उत्पाद प्राप्ति नहीं होती है। अतः ये पर्यावरण के लिए हानिकारक नहीं होते हैं।

प्रश्न पत्र

1. अभिक्रियाकारी गैसों के आपस में मिलाने पर सामान्य रूप से वृद्धि होती है।

(a) एन्ट्रॉपी में कमी (b) एन्ट्रॉपी में वृद्धि

(c) एन्ट्रॉपी में परिवर्तन (b) मुक्त ऊर्जा में परिवर्तन

2. निम्नलिखित कथनों पर विचार करों

(i) जलवाष्प का संघनन (ii) चाय में शक्कर का घुलना

(iii) व्यक्तियों का सिनेमा समाप्त होने पर बाहर जाना

(iv) दो गैसों का मिश्रित होने देना (v) जल का जमना

3. निम्न में कौन सी अभिक्रिया सबसे अधिक स्वतः होती है

(a) वह जिसमें एन्ट्रॉपी परिवर्तन धनात्मक होता है

(b) वह जिसमें एन्ट्रॉपी परिवर्तन ऋणात्मक होता है

(c) वह जिसमें मुक्त ऊर्जा परिवर्तन धनात्मक होता है

(b) वह जिसमें साम्य स्थापित हो जाता है

4. एन्ट्रॉपी के लिए कौन सा कथन सही है

(a) O^0C पर क्रिस्टलीय पदार्थ के लिए एन्ट्रॉपी का मान शून्य होता है

(b) परम शून्य ताप पर क्रिस्टलीय पदार्थ के लिए एन्ट्रॉपी का मान धनात्मक होता है

(c) परम शून्य ताप पर क्रिस्टलीय पदार्थ के लिए एन्ट्रॉपी का मान शून्य होता है

(b) परम शून्य ताप पर पूर्ण क्रिस्टलीय पदार्थ के लिए एन्ट्रॉपी का मान शून्य होता है

5. 1 परमाण कार्बन जब 1 ग्राम अणु $C0_2$ में बदलता है तो उत्पन्न ऊष्मा समान होती है

(a) जब या तो आयतन समान हो या दाब समान हो

(b) अभिक्रिया स्थिर तापमान पर हो

(c) या तो कार्बन हीरे के रूप में हो या ग्रेफाइट के रूप में

(b) इनमें से कोई नहीं