8. ऑक्सी–अपचयन या रेडॉक्स अभिक्रियाएं [REDOX REACTIONS]

❖ ऑक्सीकरण तथा अपचयन की अवधारणाएं :

ऑक्सीकरण व अपचयन की प्राचीन अवधारणा	
ऑक्सीकरण या उपचयन	**अपचयन**
किसी पदार्थ में ऑक्सीजन/ऋणविद्युती तत्व का समावेश(योग) अथवा हाइड्रोजन/धनविद्युती तत्व का निष्कासन(कमी) होना, ऑक्सीकरण कहलाता है।	किसी पदार्थ में ऑक्सीजन/ऋणविद्युती तत्व का निष्कासन(कमी) अथवा हाइड्रोजन/धनविद्युती तत्व का समावेश(योग) होना, ऑक्सीकरण कहलाता है।
$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$; $S + O_2 \rightarrow SO_2$ $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$; $2H_2S + O_2 \rightarrow 2S + 2H_2O$ $Mg + Cl_2 \rightarrow MgCl_2$ $K_4[Fe(CN)_6] + H_2O_2 \rightarrow K_3[Fe(CN)_6] + 2KOH$	$2HgO \rightarrow 2Hg + O_2$ $2FeCl_3 + H_2 \rightarrow 2FeCl_2 + 2HCl$ $CH_2{=}CH_2 + H_2 \rightarrow CH_3{-}CH_3$ $2HgCl_2 + SnCl_2 \rightarrow Hg_2Cl_2 + SnCl_4$

ऑक्सीकरण व अपचयन की आधुनिक या इलेक्ट्रॉनिक अवधारणा	
ऑक्सीकरण (विइलेक्ट्रॉनीकरण)	**अपचयन (इलेक्ट्रॉनीकरण)**
किसी पदार्थ द्वारा इलेक्ट्रॉन त्यागने की प्रक्रिया, ऑक्सीकरण/विइलेक्ट्रॉनीकरण कहलाती है। इन्हें ऑक्सीकरण अर्ध अभिक्रिया [OHR] भी कहते है।	किसी पदार्थ द्वारा इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने की प्रक्रिया, अपचयन/इलेक्ट्रॉनीकरण कहलाती है। इन्हें अपचयन अर्ध अभिक्रिया [RHR] भी कहते है।
$Sn \rightarrow Sn^{2+} + 2e^-$; $Na \rightarrow Na^+ + e^-$ [atom] $Cu^+ \rightarrow Cu^{2+} + e^-$; $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-$ [cation] $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$; $MnO_4^{2-} \rightarrow MnO_4^- + e^-$ [anion] $H_2S \rightarrow 2H^+ + S$; $H_2O_2 \rightarrow 2H^+ + O_2$ [molecule]	$N + 3e^- \rightarrow N^{3-}$; $O + 2e^- \rightarrow O^{2-}$ [atom] $Sn^{+4} + 2e^- \rightarrow Sn^{+2}$; $Fe^{+3} + e^- \rightarrow Fe^{+2}$ [cation] $MnO_4^- + e^- \rightarrow MnO_4^{2-}$ [anion] $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$ [molecule]

❖ **ऑक्सी–अपचयन/अपचयोपचय/रेडॉक्स अभिक्रियाएं :** अपचयन+उपचयन(ऑक्सीकरण)=अपोपचय [Reduction + Oxidation = Redox] अभिक्रिया जिनमें एक अभिकारक का ऑक्सीकरण जबकि दूसरे का अपचयन साथ–साथ संपन्न हो अर्थात दोनो प्रक्रम समान्तर रूप से एक साथ संपन्न होते है तो इसे रेडॉक्स अभि0 कहा जाता है।

1. **इलेक्ट्रॉन स्थानान्तरण परिकल्पना** : जब अभिकारकों के मध्य इलेक्ट्रॉन का पारस्परिक स्थानान्तरण/विनिमय होता है।

$2Na + Cl_2 \rightarrow NaCl_2$; $2Na \xrightarrow{OHR(losing\ of\ electron)} 2Na^+ + 2e^-$; $Cl_2 + 2e^- \xrightarrow{RHR(gainig\ of\ electron)} 2Cl^-$

$CuSO_4 + Zn \rightarrow Cu + ZnSO_4$; $Zn_{(S)} \xrightarrow{oxid} Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$ [OHR] ; $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \xrightarrow{red} Cu_{(S)}$ [RHR] ; **ऑक्सीकारक : $CuSO_4$, अपचायक : Zn**

❖ **प्रतियोगी इलेक्ट्रॉन स्थानांतरण** : जब दो धातुओं के मध्य इलेक्ट्रॉन स्थानांतरण द्वारा विस्थापन रेडॉक्स संपन्न होता है तो उच्च क्रियाशील(इले0 निष्कासन की प्रबल प्रवृति) धातु द्वारा निम्न क्रियाशील धातु का अपचयन कर विस्थापित कर देती है इस प्रकार धातुओं में परस्पर इले0 ग्रहण करने की प्रतियोगिता होने लगती है। जैसे :

1. **जिंक धातु तथा कॉपर नाइट्रेट के जलीय विलयन के मध्य प्रतियोगी इले0 स्थानांतरण**

कॉपर नाइट्रेट के नीले विलयन में जिंक धातु की छड रखने पर विलयन का नीला रंग गायब हो जाता है तथा जिंक धातु पर कॉपर की लाल रंग की परत जम जाती है क्योंकि विलयन में **Zn^{2+}** बनते है तथा **Cu^{2+}** का अपचयन **Cu** में हो जाता है उक्त विलयन में **H_2S** गैस प्रवाहित करने पर **ZnS** का श्वेत अवक्षेप प्राप्त होता है।

नोट : जिंक नाइट्रेट के विलयन में कॉपर धातु की छड रखने पर कोई अभिक्रिया नहीं होती है उक्त विलयन में **H_2S** गैस प्रवाहित करने पर **CuS** का काला अवक्षेप प्राप्त होता है जो इस अभिक्रिया नही होने का प्रमाण दर्शाता है।

$Cu(NO_3)_2 + Zn \rightarrow Cu + Zn(NO_3)_2$; **$Zn_{(S)} \xrightarrow{oxi} Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$** ; **$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \xrightarrow{red} Cu_{(S)}$**

2. **कॉपर धातु तथा सिल्वर नाइट्रेट के जलीय विलयन के मध्य प्रतियोगी इले0 स्थानांतरण**

सिल्वर नाइट्रेट के रंगहीन विलयन में कॉपर धातु की छड रखने पर विलयन का रंग नीला हो जाता है तथा कॉपर धातु पर सिल्वर की श्वेत चमकीली परत जम जाती है क्योंकि विलयन में **Cu^{2+}** बनते है तथा **Ag^+** का अपचयन **Ag** में हो जाता है उक्त विलयन में **H_2S** गैस प्रवाहित करने पर **CuS** का काला अवक्षेप प्राप्त होता है।

$2Ag(NO_3)_2 + Cu \rightarrow 2Ag + Cu(NO_3)_2$; **$Cu_{(S)} \xrightarrow{oxi} Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^-$** ; **$2Ag^+_{(aq)} + 2e^- \xrightarrow{red} 2Ag_{(S)}$**

3. कोबाल्ट धातु तथा निकल सल्फेट के जलीय विलयन के मध्य : **$Co_{(S)} + Ni^{2+}_{(aq)} \rightarrow Co^{2+}_{(aq)} + Ni_{(S)}$**

नोट : इले0 निष्कासन की प्रवृति अनुसार धातुओं व उनके आयनों की सूची को धातु सकियता श्रेणी/विद्युत रासायनिक श्रेणी कहते है। अतः जिंक, कॉपर तथा सिल्वर में सकियता(इले0 निष्कासन) का क्रम : **Zn > Cu > Ag**

PREPARED & EDITED **BY BR JANGID** LECTURER [CHEMISTRY] ✉ jangid2005@gmail.com ☎ 97850-86690

❖ **ऑक्सीकरण संख्या** :

किसी यौगिक में उपस्थित तत्व/परमाणु पर इलेक्ट्रॉन स्थानान्तरण द्वारा प्रत्यक्ष या अप्रत्यक्ष रूप से विद्यमान आवेश को ऑक्सीकरण संख्या कहते है अर्थात उस तत्व से जुडे समस्त प्रतिस्थापियों को उनके सामान्य आवेश के साथ पृथक करने पर प्राप्त शेष आवेश उस परमाणु की ऑक्सीकरण संख्या कहलाती है। जो ऑक्सीकरण अवस्था को भी होती है।

❖ **ऑक्सीकरण संख्या ज्ञात करना** :

- ✓ मुक्त या स्वतंत्र परमाणु, तत्व, उदासीन अणु, यौगिकों की ऑक्सीकरण संख्या सदैव शून्य होती है : H_2 , Mg , NaCl , $CaCl_2$
- ✓ **आयनिक यौगिकों** में उपस्थित आयनो के आवेश व संयोजकताएं समान होती है अतः एकल परमाणुक आयनो पर स्थित आवेश का मान ही इनकी ऑक्सीकरण संख्या है जैसे : Na^+(+1) , Mg^{2+}(+2) , Al^{3+}(+3), Sn^{4+}(+4) , Cl^-(-1), O^{2-}(-2)
- ✓ **सहसंयोजक यौगिकों** में परमाणु का आवेश व उसकी संयोजकता में भिन्नता संभव है
  जैसे : कार्बन की संयोजकता 4 जबकि आवेश CH_4(-4), CH_3Cl (-2), CH_2Cl_2(0), $CHCl_3$(+2), CCl_4(+4)
- ✓ वर्ग 1 क्षार धातुओं की ऑक्सीकरण संख्या : [+1] ; Li , Na , K , Rb, Cs
- ✓ वर्ग 2 मृदा क्षार धातुओं की ऑक्सीकरण संख्या : [+2] ; Be , Mg , Ca , Sr , Ba , Ra
- ✓ बहुपरमाणुक/संयुक्त आयनों व मूलकों की ऑक्सीकरण अंक :

  ON(-1) = OH^- , CN^- , NO_2^- , NO_3^- , NH_2^- , ON(+1) = NH_4^+ , $-CH_3^+$

  ON(-2) = SO_3^{2-} , SO_4^{2-} , $S_2O_3^{2-}$, CO_3^{2-} , $C_2O_4^{2-}$ ON(0) = NH_3 , CO , NO , H_2O
- ✓ **तत्वों के सामान्य व असामान्य/परिवर्तित ऑक्सीकरण अंक जैसे :**

  H का सामान्य ON : [+1] अम्लों में : HCl , H_2SO_4 ; **H का असामान्य ON** : [-1] द्विअंगी हाइड्राइडों में ; LiH ,MgH_2

  O का सामान्य ON : [-2] ऑक्साइडों में : H_2O, Na_2O, MgO ; **O का असामान्य ON** : [-1] परॉक्साइडों में : H_2O_2 , Na_2O_2

  O का असामान्य ON : [-½] सुपर परॉक्साइडों में KO_2 , PbO_2 ; **दुर्लभ अपवाद** : OF_2 (+2), O_2F_2 (+1)

  X का सामान्य **ON** : [-1] हैलाइडों में : HCl ; **अपवाद(ऑक्सी अम्ल, ऑक्सीऋणायनों में) :** ClF (+1), NaOCl (+1), $KClO_3$(+5), IF_7(+7)
- ✓ किसी तत्व का ऑक्सीकरण अंक n व (n-8) के मध्य होता है। (n = संयोजकता) ; ON of N = (+5) to (-3)
- ✓ उपसहसंयोजक यौगिकों में इले0 दाता का ऑक्सीकरण अंक : (+2) जबकि इले0 ग्राही का ऑक्सीकरण अंक : (-2)
- ✓ किसी यौगिक में अधातु का ऑक्सीकरण अंक ऋणात्मक जबकि धातु का ऑक्सीकरण अंक सदैव धनात्मक होता है।

Examples : रेखांकित तत्वों के ऑक्सीकरण अंक ज्ञात करो।

$H_2\underline{S}$, $\underline{S}O_2$, $H_2\underline{S}O_4$, $Na_2\underline{S}_2O_3$, $\underline{Mn}O_2$, $K_2\underline{Mn}O_4$, $\underline{Cu}(NH_3)_4SO_4$, $[\underline{Pt}Cl_6]^{2-}$, $Ni(CO)_4$, $K_2\underline{Cr}_2O_7$, $\underline{C}H_4$, $\underline{C}_6H_{12}O_6$, $\underline{N}_2O_5$, $\underline{N}_2O$, $H\underline{N}O_3$, $H\underline{N}O_2$, $\underline{N}O_3^-$, $\underline{N}O_2^+$, $\underline{N}H_4^+$, $\underline{Mn}_2O_3$, $\underline{Cl}O_3^-$

❖ **स्टॉक संकेतन** : यौगिक में उपस्थित धातु तत्व की ऑक्सीकरण अवस्था को रोमन संख्यांक के साथ कोष्ठक में दर्शाना।

$FeCl_3$ = Fe(III)Cl_3 ; $FeCl_2$ = Fe(II)Cl_2 ; AuCl = Au(I)Cl ; $SnCl_4$ = Sn(IV)Cl_4 ; Hg_2Cl_2 = Hg_2(I)Cl_2

---

2. **ऑक्सीकरण अंक परिकल्पना** : किसी एक अभिकारक के ऑक्सीकरण अंक में कमी जबकि दूसरे के ऑक्सीकरण अंक में वृद्वि होती है अर्थात ऑक्सीकरण अंकों में परिवर्तन होता है।

ऑक्सीकरण अंक में वृद्वि : जैसे : $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-$ **ऑक्सीकरण अंक में कमी : जैसे :** $Sn^{+4} + 2e^- \rightarrow Sn^{+2}$

OXIDATION → -4 -3 -2 -1 0 +1 +2 +3 +4 **← REDUCTION**

नोट : **ऑक्सीकारक** : इलेक्ट्रॉन ग्राही/ऑक्सीजन दाता /जिसका अपचयन हो/ऑक्सीकरण अंक बढाने वाला

अपचायक : इलेक्ट्रॉन दाता/ऑक्सीजन ग्राही /जिसका ऑक्सीकरण हो/ऑक्सीकरण अंक घटाने वाला

❖ **अपचयोपचय अभि0 के प्रारूप :**

1) **योगात्मक रेडॉक्स :** $3Mg + N_2 \rightarrow Mg_3N_2$; $C + O_2 \rightarrow CO_2$; $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$
2) **अपघटन रेडॉक्स :** $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$; $NaH \rightarrow Na + H_2$; $2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$
3) **विस्थापन रेडॉक्स : धातु विस्थापन :** $CuSO_4 + Zn \rightarrow Cu + ZnSO_4$; **अधातु विस्थापन :** $Na/Mg/Ca + 2H_2O \rightarrow M(OH)_2 + H_2$
4) **असमानुपातन रेडॉक्स** : $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$; $Cl_2 + 2NaOH \rightarrow NaCl + NaOCl + H_2O$

PREPARED & EDITED **BY BR JANGID** LECTURER [CHEMISTRY] jangid2005@gmail.com 97850-86690

नोट :

- सभी अपघटन अभिकिय्राए रेडॉक्स नही हो सकती है जैसे : $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$
- धातु विस्थापन अभि0 का उपयोग धातुकर्म रसायन में अयस्क से शुद्व धातु के अपचयन में किया जाता है।
- अपचायक धातु सदैव अपचयित धातु की अपेक्षा श्रेष्ठ अपचायक(इले0 निष्कासन क्षमता) होती है
- सभी क्षार धातुएं व कुछ मृदा क्षार धातुएं Ca, Sr, Ba श्रेष्ठ अपचायक होती है जो शीतल जल से H_2 का विस्थापन कर देती है।
- अनेक धातुएं Cd, Sn शीतल जल से किया नही करती है परंतु अम्लों से H_2 का विस्थापन कर देती है।

❖ **स्वतः रेडॉक्स या असमानुपातन अभिकिया** :

ऐसी रेडॉक्स अभि0 जिनमें एक ही पदार्थ का ऑक्सीकरण व अपचयन दोनो साथ हो अर्थात इस दौरान एक ही तत्व के ऑक्सीकरण अंक में कमी के साथ वृद्वि भी होती है इनमें ऑक्सीकारक व अपचायक पदार्थ एक ही होता है।

जैसे : **$Cl_2 + 2NaOH \rightarrow NaCl + NaOCl + H_2O$** ; Cl_2 [ON = 0] $\xrightarrow{red}$ NaCl [ON = -1] ; Cl_2 [ON = 0] $\xrightarrow{oxi}$ NaOCl [NO = +1]

$2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$; $2H_2O_2$ [ON = -1] $\xrightarrow{red}$ $2H_2O$ [ON = -2] ; $2H_2O_2$ [ON = -1] $\xrightarrow{oxi}$ O_2 [NO = 0]

❖ **रेडॉक्स अभिकिया का संतुलन [Balancing of Redox]** : 1. आयन – इलेक्ट्रॉन विधि 2. ऑक्सीकरण अंक विधि

1. **<u>अर्द्व अभिकिया या आयन – इलेक्ट्रॉन विधि</u>** :
   - H^+, OH^-, H_2O इत्यादि को हटाकर रेडॉक्स समी0 को ऑक्सीकरण व अपचयन अर्ध अभि0 में बांटना।
   - दोनो अर्ध समी0 में ऑक्सीजन व हाइड्रोजन के अतिरिक्त तत्वों को पहले संतुलित करना चाहिए
   - ऑक्सीजन को संतुलित करने हेतू विपरित पक्ष में उतनी ही संख्या में जल के अणु लगाना।
   - हाइड्रोजन को संतुलित करने हेतू विपरित पक्ष में उतनी ही संख्या में H^+ लगाना।
   - दोनों समी0 के दोनो पक्षों में आवेश संतुलन हेतु आवश्यकता अनुसार इलेक्ट्रॉन लगाना।
   - दोनो समी0 के दोनो पक्षों में लगाये गए इलेक्ट्रॉनों की संख्या बराबर कर समी0 को पुनः जोडना।
   - क्षारीय माध्यम हेतु H^+ की संख्या के बराबर दोनो पक्षों में OH^- आयन जोडकर H^+ को जल द्वारा विस्थापित करना

EX : (1) $Br_2 + H_2O_2 \rightarrow BrO_3^- + H_2O$ (acidic medium)

$Br_2 \xrightarrow{oxidation} BrO_3^-$ | **$H_2O_2 \xrightarrow{reduction} H_2O$**

$Br_2 \rightarrow 2\,BrO_3^-$ | $H_2O_2 \rightarrow H_2O + H_2O$

$Br_2 + 6H_2O \rightarrow 2BrO_3^-$ | $H_2O_2 \rightarrow 2H_2O$

$Br_2 + 6H_2O \rightarrow 2BrO_3^- + 12H^+$ | $H_2O_2 + 2H^+ \rightarrow 2H_2O$

आवेश संतुलन करना | **आवेश संतुलन करना**

$Br_2 + 6H_2O \rightarrow 2BrO_3^- + 12H^+$ | $H_2O_2 + 2H^+ \rightarrow 2H_2O$

0 0 | -2 +12 | 0 +2 | 0

0 | +10 | +2

+10e⁻ | +2e⁻

$Br_2 + 6H_2O \rightarrow 2BrO_3^- + 12H^+ + 10e^-$ .....❶

$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow 2H_2O$ .....❷

दोनो अर्ध समी0 में इलेक्ट्रॉनों की संख्या बराबर करने हेतू समी❷x5 एवं दोनो समी0 को जोडना

$Br_2 + 6H_2O \rightarrow 2BrO_3^- + 12H^+ + 10e^-$

$5H_2O_2 + 10H^+ + 10e^- \rightarrow 10H_2O$

.....

$Br_2 + 5H_2O_2 \rightarrow 2BrO_3 + 2H^+ + 4H_2O$

.....

उक्त समी0 अम्लीय माध्यम में संतुलित रेडॉक्स समीकरण है।

EX : (2) $MnO_4^- + H_2O_2 \rightarrow MnO_2 + O_2 + OH^-$ (basic)

$H_2O_2 \xrightarrow{oxidation} O_2$ | $MnO_4^- \xrightarrow{reduction} MnO_2$

$H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2H^+$ | $MnO_4^- \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$

$H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2H^+$ | $MnO_4^- + 4H^+ \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$

आवेश संतुलन करना | **आवेश संतुलन करना**

$H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2H^+$ | $MnO_4^- + 4H^+ \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$

0 0 +2 | -1 +4 | 0 0

+2 | +3 | 0

+2e⁻ | +3e⁻

$H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2H^+ + 2e^-$ ❶x3

$MnO_4^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow MnO_2 + 2H_2O$ ❷x2

दोनो अर्ध समी0 में इलेक्ट्रॉनों की संख्या बराबर करने हेतू समी❶x3 & ❷x2 एवं दोनो समी0 को जोडना

$3H_2O_2 \rightarrow 3O_2 + 6H^+ + 6e^-$

$2MnO_4^- + 8H^+ + 6e^- \rightarrow 2MnO_2 + 4H_2O$

$2MnO_4^- + 3H_2O_2 + 2H^+ \rightarrow 2MnO_2 + 4H_2O + 3O_2$

क्षारीय माध्यम में बदलने के लिए H^+ को जल अणुओं से विस्थापित करने के लिए दोनो पक्षों में H^+ के बराबर **OH^-** आयन जोडते है।

$2MnO_4^- + 3H_2O_2 + \underline{2H^+ + 2OH^-} \rightarrow 2MnO_2 + 4H_2O + 3O_2 + 2OH^-$

$2MnO_4^- + 3H_2O_2 \rightarrow 2MnO_2 + 2H_2O + 3O_2 + 2OH^-$

अन्य उदाहरण :

PREPARED & EDITED **BY BR JANGID** LECTURER [CHEMISTRY] jangid2005@gmail.com ☎ 97850-86690

2. **ऑक्सीकरण अंक विधि** :

- H^+, OH^-, H_2O इत्यादि को हटाकर रेडॉक्स समी0 को ऑक्सीकरण व अपचयन अर्ध अभि0 में बांटना।
- दोनो अर्ध समी0 में ऑक्सीजन व हाइड्रोजन के अतिरिक्त तत्वों को पहले संतुलित करना चाहिए
- तत्वों के उपर उनके ऑक्सीकरण अंक दर्शाना एवं ON में परिवर्तन वाले समीकरण पृथक लिखना।
- ऑक्सीकरण अंक में कमी व वृद्वि को उचित अंक से गुणा कर समान करना ।
- ऑक्सीजन को संतुलित करने हेतू विपरित पक्ष में उतनी ही संख्या में जल के अणु लगाना।
- हाइड्रोजन को संतुलित करने हेतू विपरित पक्ष में उतनी ही संख्या में H^+ लगाना।
- क्षारीय माध्यम हेतु H^+ की संख्या के बराबर दोनो पक्षों में OH^- आयन जोडकर H^+ को जल द्वारा विस्थापित करना

EX : (3) $MnO_4^- + Fe^{2+} + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + Fe^{3+}$ **(acidic)**

+7 +2 +2 +3

$MnO_4^- + Fe^{2+} + H^+ \rightarrow Mn^{2+} + Fe^{3+}$

$Fe^{2+} \xrightarrow{oxidation} Fe^{3+}$ .....❶ [Fe के ON में 1 की वृद्वि]

$MnO_4^- \xrightarrow{reduction} Mn^{2+}$ .....❷ [Mn के ON में 5 की कमी]

दोनो अर्ध समी0 में ऑक्सीकरण अंक की कमी/वृद्वि को बराबर करने हेतू समी❶x5 & ❷x1 करके दोनो को पुनः जोडने पर

$5Fe^{2+} + MnO_4^- \rightarrow 5Fe^{3+} + Mn^{2+}$

$5Fe^{2+} + MnO_4^- \rightarrow 5Fe^{3+} + Mn^{2+} + 4H_2O$ [O- balance]

$5Fe^{2+} + MnO_4^- + 8H^+ \rightarrow 5Fe^{3+} + Mn^{2+} + 4H_2O$ [H - balance]

$5Fe^{2+} + MnO_4^- + 8H^+ \rightarrow 5Fe^{3+} + Mn^{2+} + 4H_2O$ [balanced Eq]

EX : (4)) $Br_2 + OH^- \rightarrow BrO_3^- + Br^- + H_2O$ **(basic)**

0 +5 -1

$Br_2 + OH^- \rightarrow BrO_3^- + Br^- + H_2O$

$Br \xrightarrow{oxidation} BrO_3^-$ .....❶ [Br के ON में 5 की वृद्वि]

$Br \xrightarrow{reduction} Br^-$.....❷ [Br के ON में 1 की कमी]

दोनो अर्ध समी0 में ऑक्सीकरण अंक की कमी/वृद्वि को बराबर करने हेतू समी❶x1 & ❷x5 करके पुनः जोडने पर

$6Br_2 + 3H_2O \rightarrow BrO_3^- + 5Br^-$ [O- balance]

$6Br_2 + 3H_2O \rightarrow BrO_3^- + 5Br^- + 6H^+$ [H - balance]

क्षारीय माध्यम के लिए H^+ को जल से विस्थापित करने हेतू समी0 के दोनो पक्षों में H^+ के बराबर **OH^-** आयन जोडते है।

$6Br_2 + 3H_2O + 6OH^- \rightarrow BrO_3^- + 5Br^- + \underline{6H^+ + 6OH^-}$

$6Br_2 + 6OH^- \rightarrow BrO_3^- + 5Br^- + 3H_2O$ [balanced]

अन्य उदाहरण :

❖ **रेडॉक्स अभिकियाओं के अनुप्रयोग** : –

❖ **इलेक्ट्रॉड विभव/अर्द्व सेल विभव (E_{etd})**

धातु ($M_{(s)}$) एवं धातु आयनों(M^{n+}_{aq}) के विलयन के संधि पृष्ठ पर उत्पन्न वैद्युत विभव को इलेक्ट्रॉड विभव कहते है।

1) **ऑक्सीकरण इलेक्ट्रॉड विभव**(OP_{anode} /E_{oxi} /E_{anode}/ $\mathbf{E_{M|M}^{n+}}$) : इलेक्ट्रॉड के स्वयं के विलयन में **e^- त्याग प्रवृति** की माप जैसे : $Zn(s) \rightleftharpoons Zn^{2+}(aq) + 2\,e^-$ [oxi potential]
2) **अपचयन इलेक्ट्रॉड विभव**($RP_{cathode}$ /E_{red} /$E_{cathode}$ /$\mathbf{E_{M^{n+}|M}}$) : इलेक्ट्रॉड के स्वयं के विलयन में **e^- ग्रहण प्रवृति** की माप जैसे : $Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightleftharpoons Cu(s)$ [red potential]
3) **शून्य/नल(Null) इलेक्ट्रॉड** : जब धातु आयन, विलयन में स्थित इलेक्ट्रॉड से टकराकर कोई रासा0 परिवर्तन नही करते **मानक इलेक्ट्रॉड विभव (E^0)** : मानक परिस्थितियॉ में **(P=1bar,T= 298K/25^{0}C , Conc. = 1M)** धातु एवं धातु आयन के विलयन के मध्य उत्पन्न विभव को मानक इलेक्ट्रॉड विभव कहते है जैसे $\mathbf{E^0_{oxi} = E^0_{M|M^{n+}}}$ तथा $\mathbf{E^0_{red} = E^0_{M^{n+}|M}}$

नोट : IUPAC के अनुसार मानक अपचयन विभव को ही मानक इलेक्ट्रॉड विभव कहा जाता है।

किसी अर्द्व सेल या एकल/स्वतंत्र इलेक्ट्रॉड का वास्तविक विभव ज्ञात करना कठीन कार्य है। अतः किन्ही दो अर्ध सेलों को परस्पर जोड कर ही इलेक्ट्रॉड विभव का मापन किया जा सकता है। इस कार्य हेतु एक संदर्भ या मानक इलेक्ट्रॉड की आवश्यकता रहती है। जैसे : मानक हाइड्रोजन इलेक्ट्रॉड/SHE (मानक अपचयन विभव = 0.00 eV)

Extra key - **इलेक्ट्रॉड के प्रकार**

1. धातु इलेक्ट्रॉड M-M^{n+} eletde = $Zn|Zn^{2+}$
2. केलोमल इलेक्ट्रॉड = $Hg|Hg_2Cl_2|Cl^-$
3. गैस इलेक्ट्रॉड जैसे SHE = Pt, $H_2|\ H^+$ गैस इलेक्ट्रॉड (pH मापन हेतु उपयोगी)

PREPARED & EDITED **BY BR JANGID** LECTURER [CHEMISTRY] ✉ jangid2005@gmail.com ☎ 97850-86690

❖ **विद्युत सैल** : ऐसे साधन जो विद्युत उर्जा तथा रासायनिक उर्जा के मध्य रूपांतरण करते है, विद्युत सैल कहलाते है।
विद्युत सेलों के प्रकार : 1. विद्युत अपघटनी सेल : विद्युत उर्जा → रासायनिक उर्जा
2. विद्युत रासायनिक सेल : रासायनिक उर्जा → विद्युत उर्जा

❖ **विद्युत रासायनिक सेल** : ऐसे साधन जो रासायनिक उर्जा के व्यय से विद्युत उर्जा उत्पन्न करते है,
खोज – लुइस गेल्वेनी एवं एलेक्जेण्डर वोल्टा ने की थी अतः इन सेलों को गेल्वेनिक या वोल्टीय सेल भी कहते है।

डेनियल सेल [Danial cell] – galvanic cell

- डेनियल सेल एक प्राथमिक श्रेणी के गेल्वेनिक सेल है, जो रासायनिक उर्जा को विद्युत उर्जा में बदलता है।

संरचना / बनावट – दो अर्ध सेल एवं लवण सेतु या इसके स्थान पर सरंध्र दिवार के द्वारा

1. **OHC/oxi half cell** (LOAN) = Anode (-) Zn electrode + $ZnSO_4$ solution
2. **RHC/red half cell** (RRCP) = Cathode (+) Cu electrode + $CuSO_4$ solution
3. **लवण सेतू** – U आकार की कांच की नली में प्रबल वैद्युत अपघट्य जैसे KCl/ Na_2SO_4 /$NaNO_3$ + agar-agar शैवाल का पेस्ट, नली के दोनो सिरे ग्लास वूल या रूई से बंद करते है।

सेल प्रकम के दौरान –

- ➢ जिंक के एनोड पर ऑक्सीकरण तथा कॉपर के कैथोड पर अपचयन होता है।
- ➢ जिंक की छड़ Zn^{2+} के निष्कासन से गलने लगती है जबकि कॉपर की छड़ Cu^{2+} के निक्षेपण से मोटी होने लगती है।
- ➢ कॉपर सल्फेट की सांद्रता में लगातार कमी जबकि जिंक सल्फेट की सांद्रता में लगातार वृद्वि होती है।
- ➢ इलेक्ट्रॉनों का प्रवाह जिंक एनोड से कॉपर कैथोड की तरफ जबकि विद्युत धारा का प्रवाह कॉपर से जिंक की तरफ होता है।

क्रियाविधि : सेल अभिक्रियाएँ एवं रेडॉक्स युग्म

At anode (oxi) : **$Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$** **$[E^0_{Zn^{2+}|Zn} = -0.76\ V]$**

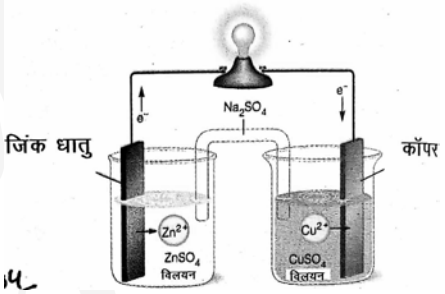
At cathode (red) : **$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$** **$[E^0_{Cu^{2+}|Cu} = 0.34\ V]$**

समग्र सेल अभिक्रियाएँ : **$Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$**

सम्पूर्ण सेल निरूपण : **Anode||Cathode ;**

$Zn(s)|Zn^{2+}(aq)(1M)\ ||Cu^{2+}(aq)(1M)\ |\ Cu(s)$

सेल विभव : **$emf/E_{cell} = E_R - E_L = 0.34 - (-0.76)$; $E_{cell} = 1.1$ Volt**



❖ **वैद्युत रासायनिक श्रेणी** :

SHE के सापेक्ष तत्वों को उनके मानक अपचयन विभव (इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने से मुक्त विभव) के आरोही क्रम में रखने पर प्राप्त श्रेणी को वैद्युत रासायनिक श्रेणी कहते है

नोट : मानक अपचयन विभव का ऋणात्मक मान ∝ इलेक्ट्रॉन त्यागने की प्रवृति ∝ सक्रियता ∝ अपचायकता

(298K पर इलेक्ट्रोडों के मानक इलेक्ट्रोड विभव) या मानक अपचयन विभव
विद्युत रासायनिक श्रेणी (Electrochemical Series)

तत्व	इलेक्ट्रॉड अभिक्रिया			E^θ/V
	ऑक्सीकृत अवस्था		अपचयित अवस्था	
Li	$Li^+(aq) + e^-$	⟶	$Li(s)$	− 3.05
K	$K^+(aq) + e^-$	⟶	$K(s)$	− 2.93
Ba	$Ba^{2+}(aq) + 2e^-$	⟶	$Ba(s)$	− 2.90
Ca	$Ca^{2+}(aq) + 2e^-$	⟶	$Ca(s)$	− 2.87
Na	$Na^+(aq) + e^-$	⟶	$Na(s)$	− 2.71
Mg	$Mg^{2+}(aq) + 2e^-$	⟶	$Mg(s)$	− 2.37
Al	$Al^{3+}(aq) + 3e^-$	⟶	$Al(s)$	− 1.66
Zn	$Zn^{2+}(aq) + 2e^-$	⟶	$Zn(s)$	− 0.76
Cr	$Cr^{3+}(aq) + 3e^-$	⟶	$Cr(s)$	− 0.74
Fe	$Fe^{2+}(aq) + 2e^-$	⟶	$Fe(s)$	− 0.44
	$H_2O(l) + e^-$	⟶	$\frac{1}{2}H_2(g) + OH^-(aq)$	− 0.41
Cd	$Cd^{2}(aq) + 2e^-$	⟶	$Cd(s)$	− 0.40
Pb	$PbSO_4 + 2e^-$	⟶	$Pb(s) + SO_4^{2-}(aq)$	− 0.31
Co	$Co^{2+}(aq) + 2e^-$	⟶	$Co(s)$	− 0.28
Ni	$Ni^{2+}(aq) + 2e^-$	⟶	$Ni(s)$	− 0.25
Sn	$Sn^{2+}(aq) + 2e^-$	⟶	$Sn(s)$	− 0.14
Pb	$Pb^{2+}(aq) + 2e^-$	⟶	$Pb(s)$	− 0.13
H	$2H^+(aq) + 2e$	⟶	$H_2(g)$	0.00
Cu	$Cu^{2+}(aq) + 2e^-$	⟶	$Cu(s)$	+ 0.34
I_2	$I_2(s) + 2e^-$	⟶	$2I^-(aq)$	+ 0.54
Fe	$Fe^{3+}(aq) + e^-$	⟶	$Fe^{2+}(aq)$	+ 0.77
Hg	$Hg_2^{2+}(aq) + 2e^-$	⟶	$2Hg(l)$	+ 0.79
Ag	$Ag^+(aq) + e^-$	⟶	$Ag(s)$	+ 0.80
Hg	$Hg^{2+}(aq) + 2e^-$	⟶	$Hg(l)$	+ 0.85
N_2	$NO_3^- + 4H^+ + 3e^-$	⟶	$No(g) + 2H_2O$	+ 0.97
Br_2	$Br_2(aq) + 2e^-$	⟶	$2Br(aq)$	+ 1.08
O_2	$O_2(g) + 2H_3O^+(aq) + 2e^-$	⟶	$3H_2O$	+ 1.23
Cr	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + e^-$	⟶	$2Cr^{3+} + 7H_2O$	+ 1.33
Cl_2	$Cl_2(g) + 2e^-$	⟶	$2Cl^-(aq)$	+ 1.36
Au	$Au^{3+}(aq) + 3e^-$	⟶	$Au(s)$	+ 1.42
Mn	$MnO_4^-(aq) + 8H_3O^+(aq) + 5e^-$	⟶	$Mn^{2+}(aq) + 12H_2O(t)$	+ 1.51
F_2	$F_2(g) + 2e^-$	⟶	$2F^-(aq)$	+ 2.87

(a) ऑक्सीकृत होने की प्रवृत्ति (b) अपचायक क्षमता ↑ बढ़ता क्रम

(a) ऑक्सीकृत होने की प्रवृत्ति (b) अपचायक क्षमता ↓ घटता क्रम

PREPARED & EDITED **BY BR JANGID** LECTURER [CHEMISTRY] ✉ jangid2005@gmail.com ☎ 97850-86690