मोल अवधारणा – 1

Most chemical and biological reactions involve oxidation and reduction.Where here is an oxidation, there is an always reduction. Chemistry is essentially a study of redox systems.

प्रस्तावनाः

प्राचीन यूनानी दार्षनिक यह **विश्वास** करते थे कि पदार्थ छोटे बिल्डिंग के ब्लॉक जैसा संगठित होता हैं जो कठोर तथा अविभाज्य होता हैं।

यूनानी दार्षनिक डेमोक्रिटस् ने इस बिल्डिंग ब्लॉक को परमाणु कहा जिसका अर्थ अविभाज्य रहना है। इन सभी लोगों का पदार्थ के संबंध में अपना एक नजरिया था, वे कभी भी प्रायोगिक परीक्षण नहीं कर सके और ना ही कभी वैज्ञानिक रूप से सत्य को समझा सके। यह जॉन डॉल्टन था जिसने पदार्थ की संरचना पर एक सिद्धान्त स्थापित किया बाद में जिसे **डॉल्टन परमाण्वीय सिद्धान्त** कहा गया है।

III कुछ परिभाषाएं –

I. आपेक्षिक परमाण्वीय द्रव्यमान (RAM) :

☞ वर्तमान मानक इकाई जिसका 1961 में अन्तर्राष्ट्रीयकरण किया गया, एक कार्बन–परमाणु के द्रव्यमान पर आधारित हैं।

इसलिए आपेक्षिक परमाण्वीय द्रव्यमान निम्न प्रकार दिया जाता है।

$$\text{आपेक्षिक परमाण्वीय द्रव्यमान (R.A.M.)} = \frac{\text{तत्व के एक परमाणु का द्रव्यमान}}{\frac{1}{2}\times\text{एक } C-12\text{ परमाणु का द्रव्यमान}}$$

$$\frac{\text{कुल न्यक्लियोन की संख्या} \times \text{एक न्यक्लियोन का द्रव्यमान}}{\frac{1}{12}\times 12\times\text{एक न्यक्लियोन का संख्या}}$$

$$= \text{कुल न्युक्लियोन की संख्या}$$

हाइड्रोजन पैमाने पर :

$$\text{आपेक्षिक परमाण्वीय द्रव्यमान (R.A.M.)} = \frac{\text{तत्व के एक परमाणु का द्रव्यमान}}{\text{हाइड्रोजन परमाणु का द्रव्यमान}}$$

ऑक्सीजन पैमाने पर :

$$\text{आपेक्षिक परमाण्वीय द्रव्यमान (R.A.M.)} = \frac{\text{तत्व के एक परमाणु का द्रव्यमान}}{\frac{1}{2}\times\text{एक ऑक्सीजन परमाणु का द्रव्यमान}}$$

II. परमाण्वीय द्रव्यमान इकाई **(**अथवा **amu) :**

परमाण्वीय द्रव्यमान इकाई (amu), कार्बन –12 समस्थानिक के परमाणु के द्रव्यमान का $\left(\frac{1}{12}\right)^{th}$ के बराबर होता है।

$\therefore \quad 1amu = \frac{1}{12} \times$ एक $C-12$ परमाणु का द्रव्यमान

$\cong$C-12 परमाणु में एक न्यूक्लिऑन का द्रव्यमान

$=1.66\times10^{-24}$ gm अथवा 1.66×10^{-27} kg

☞ एक amu को एक डॉल्टन (Da) भी कहा जाता है। आजकल amu को 'u' के द्वारा प्रतिस्थापित किया गया है। जिसका अर्थ इकाई द्रव्यमान है।

III. परमाण्वीय द्रव्यमान है जिसे AMU से व्यक्त करते है।

परमाण्वीय द्रव्यमान =R.A.M × 1 amu

नोट : आपेक्षिक परमाण्वीय द्रव्यमान कुछ मोर न होकर परमाणु में उपस्थित न्यूक्लिऑन की संख्या होती है।

IV. **मोल : द्रव्यमान/संख्या सम्बन्ध**

मेल रासायनिक मात्रात्मक SI इकाई है तथा इसे निम्न प्रकार परिभाषित किया जाता है :

एक मोल पदार्थ का वह पदार्थ है जो कई स्वतंत्र वस्तुएँ (परमाणु अणु अम्लकण) जैसे कार्बन–12 समस्थानिक के निष्चित 0.012 kg(अथवा 12 mg) में परमाणु रखते हैं।

अर्थात् पूर्ण रूप से 1 मोल, 6.02×10^{23} स्वतंत्र वस्तु का संगठन हैं। स्वतंत्र वस्तुएँ परमाणु, आयन, अणु अथवा पेन, कुर्सी, पेपर इत्यादि से भी प्रदर्षित की जा सकती हैं, लेकिन यह संख्या (N_A) बहुत बड़ी है इसलिए इसे छोटी वस्तुओं के लिए भी काम में लिया जाता है।

$$\left.\begin{array}{l} 1 \text{मोल} \times C^{12} \text{ समस्थानिक 1 परमाणु का द्रव्यमान} = 12g \\ 1\times \text{मोल } 12\times 1 \text{ न्यक्लिऑन का द्रव्यमान} = 12g \end{array}\right\}$$

इस प्रकार N_A का मान प्राप्त किया जा सकता है।

$$\Rightarrow 1\text{मोल} = \frac{1}{1.66\times10^{-24}} = 6.023\times10^{23}$$

नोट : आधुनिक रूप में मोल को ग्राम–परमाणु तथा ग्राम–अणु के रूप में काम में लेते हैं।

V. **ग्राम परमाण्वीय द्रव्यमान :**

ग्राम में तत्व के परमाण्वीय द्रव्यमान को ग्राम परमाण्वीय द्रव्यमान कहते ह।

ऑक्सीजन परमाणु के लिए उदाहरण :

'O' परमाणु का परमाण्वीय द्रव्यमान = एक 'O' परमाणु का द्रव्यमान =16 amu

ग्राम परमाण्वीय द्रव्यमान $=6.02\times10^{23}$ 'O' परमाणु का द्रव्यमान

$=16 \text{ amu}\times6.023\times10^{23}$

$=16\times1.66\times10^{-24}$ g$\times6.02\times10^{23}=16$ g

$(\because \quad 1.66\times10^{-24} \times 6.02 \times 10^{23} \cong 1)$

VI. **अणु :**

एक अणु में उपस्थित परमाणु की संख्या परमाणुकता (Atomicity) कहलाती है।

तत्व : H_2, O_2, O_3 etc.

योगिक : H_2SO_4, SO_3 etc.

अणु		**परमाणुकता**
H_2SO_4	-	7
O_3	-	3
H_2	-	2

VII. **आण्विक द्रव्यमान :**

यह एक अणु का द्रव्यमान है।

उदा. – अणु आण्विक द्रव्यमान

H_2 2 amu

H_2SO_4 (2+32+64)=98 amu.

VIII. **ग्राम आण्विक द्रव्यमान (GRAM MOLECULAR MASS) :**

ग्राम में पदार्थ के आण्विक द्रव्यमान को पदार्थ का ग्राम–आण्विक द्रव्यमान कहते है

अथवा

इसे 6.02×10^{23} अणु का द्रव्यमान के रूप में परिभाषित किया जाता है।

अथवा

इसे एक मोल अणु का द्रव्यमान के रूप में परिभाषित किया जाता है।

आयतन–संयोजन का गै–ल्यूसाक नियम (GAY-LUSSAC'S LAW OF COMINING VOLUME) :

इसके अनुसार इसके तत्व, परमाणु के सामान्य अनुपात में संयोजित होते है। गैसे उनके आयतन के साधारण अनुपात में संयोजित होती है और यह सभी मापन समान तापमान तथा दाब पर होता है।

$$H_2(g) + Cl_2(g) \longrightarrow 2HCl$$

1 vol 1 vol 2 vol

आवागाद्रों परिकल्पना (AVOGADRO'S HYPOTHESIS) :

समान ताप तथा दाब की परिस्थिति पर सभी गैसों के समान आयतन, अणुओं (परमाणु नही) की संख्या समान होती है।

S.T.P. (मानक ताप तथा दाब)

S.T.P. पर परिस्थिति :

ताप $=0^0C$ or 273 K

दाब =1 atm = Hg 760 mm

तथा STP पर गैस के एक मोल का आयतन प्रायोगिक रूप से 22.4 के बराबर होता है। जो मोलर आयतन के बराबर होता है।

प्रतिशत संगठन तथा आण्विक सूत्र :

यहॉ हम यौगिक का आण्विक सूत्र जानकर में प्रत्येक तत्व का प्रतिषत निकालते है।

हम जानते है कि निष्चित समानुपात के अनुसार एक शुद्ध यौगिक का कोई नमूना उनके संयोजित तत्वों के साथ नियत अनुपात बताता है।

उदा. अमोनिया का प्रत्येक अणु विरचन स्त्रोत की विधि के अनुसार NH_3 सूत्र हमेषा रखता है अथात् अमोनिया का 1 मोल, N के 1 मोल तथा H के 3 मोल युक्त होता है। दूसरे शब्दो में NH_3 के 17 gm,N के 14 gm तथा H के 3 gm ग्राम युक्त होते है।

अब यौगिक में प्रत्येक तत्व का % निकालिए।

$$NH_3 \text{ में N\% में \% द्रव्यमान} = \frac{1 \text{ मोल} NH_3 \text{ में N का द्रव्यमान}}{NH_3 \text{ के 1 मोल का द्रव्यमान}} \times 100 = \frac{14gm}{17} \times 100 = 82.35\%$$

$$NH_3 \text{ में H का \% द्रव्यमान} = \frac{1 \text{ मोल } NH_3 \text{ में H का द्रव्यमान}}{NH_3 \text{ के 1 मोल का द्रव्यमान}} \times 100 = \frac{3}{17} \times 100 = 17.65\%$$

मूलानुपाती तथा आण्विक सूत्र :

अतः यौगिक मूलानुपाती सूत्र एक रासायनिक सूत्र हैं, जो साधारण अनुपात में परमाणुओं की आपेक्षिक संख्या दर्षाता हैं, एक अणु में प्रत्येक तत्व में परमाणु की वास्तविक संख्या को आण्विक सूत्र देते है। आण्विक सूत्र सामान्यतः मूलानुपाती सूत्र का समाकल गुणांक हैं।

अर्थात् आण्विक सूत्र = मूलानुपाती सूत्र ×n

$$\text{जहॉ } n = \frac{\text{आण्विक सू} = \text{द्रव्यमान}}{\text{मूलानुपाती सू} = \text{द्रव्यमान}}$$

घनत्व :

यहा दो प्रकार का हैं

1. परम घनत्व 2. आपेक्षिक घनत्व

द्रव तथा ठोस के लिए : परम घनत्व $= \frac{\text{द्रव्यमान}}{\text{आयतन}}$

आपेक्षिक घनत्व विशिष्ट गुत्वता $= \frac{\text{पदार्थ का घनत्व}}{4^0\,C \text{ पर जल का घनत्व}}$

गैसों के लिए : परम घनत्व (द्रव्यमान/आयतन) = मोलर द्रव्यमान/मोलर आयतन

जहॉ गैस का दाब P हैं, M= गैस का आण्विक द्रव्यमान है।

R गैस नियतांक है, T ताप है।

वाष्प घनत्व :

वाष्प घनत्व को समान ताप तथा पर हाइड्रोजन गैस के संदर्भ में गैस का घनत्व, से परिभाषित किया जा सकता है।

$$\text{वाष्प घनत्व} = \frac{d_{\text{गैस}}}{d_{H_2}} = \frac{PM_{\text{गैस}/RT}}{PM_{H_2/RT}}$$

$$\text{वाष्प घनत्व} = \frac{M_{\text{गैस}}}{M_{H_2}} = \frac{M_{\text{गैस}}}{2}$$

$M_{\text{गैस}}$ = 2 वाष्प घनत्व

स्तुलित रासायनिक समीकरण की व्याख्या करना :

जब हम संतुलित रासायनिक अभिक्रिया प्राप्त करते है तो निम्न तरीके से हम एक रासायनिक समीकरण की व्याख्या कर सकते है।

1. द्रव्यमान – द्रव्यमान विष्लेषण
2. द्रव्यमान – आयतन विष्लेषण
3. मोल – मोल विष्लेषण
4. आयतन – आयतन (एडिओमेट्री अथवा गैस विष्लेषण के रूप में पृथक रूप से विचार किया जाता है।)

अब निम्न उदाहरण द्वारा उपरोक्त विष्लेषण को समझ सकते हो।

1. दव्यमान – द्रव्यमान विश्लेषण –

निम्न अभिक्रिया का अवलोकरन कीजिये –

$$2KClO_3 \longrightarrow 2KCl + 3O_2$$ अभिक्रिया के लिए रससमीकरणमिती

द्रव्यमान – द्रव्यमान अनुपात : 2×125.5 : 2×74.5 : 3×32

or $$\frac{KClO_3 \text{ का द्रव्यमान}}{KCl \text{ का द्रव्यमान}} = \frac{2\times122.5}{2\times74.5}$$

$$\frac{KClO_3 \text{का द्रव्यमान}}{O_2 \text{ का द्रव्यमान}} = \frac{2\times122.5}{2\times32}$$

2. द्रव्यमान – आयतन विश्लेषण –

अब $KClO_3$ के वियोजन को ध्यान में रखकर

$$2KClO_3 \longrightarrow 2KCl + 3O_2$$

द्रव्यमान आयतन अनुपात : 2×122.5 gm : 2×74.5 gm : 3×22.4 lt. at STP

हम ऑक्सीजन के लिए दो सम्बन्ध काम में ले सकते है।

$$\frac{KClO_3 \text{ का द्रव्यमान}}{STPO_2 \text{ का आयतन}} = \frac{2\times122.5}{3\times22.4\,lt.} \quad \text{.....(i)}$$

तथा $$\frac{KCl \text{ का द्रव्यमान}}{STPO_2 \text{का आयतन}} = \frac{2\times74.5}{3\times22.4\,lt.} \quad \text{.....(ii)}$$

3. मोल मोल विश्लेषण :

मात्रात्मक विष्लेषण के लिए यह विष्लेषण बहुत महत्वपूर्ण होता है विद्यार्थियों को सलाह दी जाती है कि इस विष्लेषण को स्पष्ट रूप से समझे। अब $KClO_3$ के वियोजन का पुनः अवलोकन किया जात है।

$$2KClO_3 \longrightarrow 2KCl + 3O_2$$

मोल –मोल विष्लेषण के प्रथम पद में आप 2 मोल $KClO_3$ जैसी संतुलित रासायनिक अभिकिया का अध्ययन कर सकते है जो 2 मोल KCl तथा 3 मोल O_2 में वियोजित हो जाती है। तथा अभिकिया रससमीकरणमिति से हम लिख सकते है कि

$$\frac{KClO_3 \text{ के मोल}}{2} = \frac{KCl \text{ के मोल}}{2} = \frac{O_2 \text{ के मोल}}{3}$$

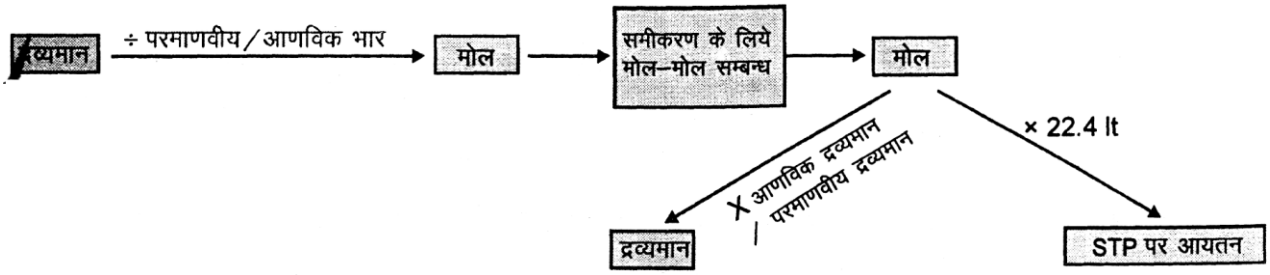
अब कोई सामान्य संतुलित रासायनिक अभिकिया के लिये

$$aA + bB \longrightarrow cC + dD$$

हम लिख सकते है।

$$\frac{A \text{ के कियाकारी मोल}}{a} = \frac{B \text{ के कियाकारी मोल}}{b} = \frac{C \text{ के कियाकारी मोल}}{c} = \frac{D \text{ के कियाकारी मोल}}{d}$$

नोट : वास्तव द्रव्यमान तथा द्रव्यमान आयतन विष्लेषण को भी मोल–मोल विष्लेषण के पदों में बताया जा सकता है आप चार्ट का भी उपयोग कर सकते है।



परमाणु संरक्षण का सिद्धान्त (POAC) :

वास्तव में POAC द्रव्यमान संरक्षण के अलावा कुछ ओर नहीं है जिसे परमाणु सिद्वांत की संकल्पना में व्यक्त किया गया है तथा यदि परमाणु संरक्षित होते है तो परमाणु के मोल संरक्षित होते है। यह उन विद्यार्थीयों के लिये लाभदायक है जो किसी भी प्रष्न में संतुलित रासायनिक समीकरण में बारे में जानकारी नहीं रखते हों। इस सिद्धान्त को निम्न उदाहरण द्वारा समझा जा सकता है।

$KClO_3$(ठोस)→KCl(ठोस)+O_2(गैस) के वियोजन को ध्यान रख (असंतुलित रासायनिक समीकरण)

K परमाणु के लिये परमाणु संरक्षण (POAC) के सिद्धान्त के लिये लागू किया जाता है।

अभिकारक में K परमाणुओं के मोल = उत्पाद में K परमाणु के मोल

$KClO_3$ में K परमाणु के मोल = HCl में K परमाणु के मोल

अब , $KClO_3$ के 1 अणु, K के 1 मोल युक्त होता है, इसी प्रकार

KCl का 1 मोल, K के 1 मोल युक्त होता है

तथा KCl में K परमाणु के मोल =1×KCl के मोल

$\therefore$ $KClO_3$ के मोल =KCl के मोल

अथवा $$\frac{g \text{ में } KClO_3 \text{ का भार}}{KClO_3 \text{ का आण्विक भार}} = \frac{g \text{ में } KCl \text{ का भार}}{KCl \text{ का आण्विक भार}}$$

☞ उपरोक्त समीकरण $KClO_3$ तथा KCl के बीच द्रव्यमान–द्रव्यमान सम्बन्ध देती है जो रस समीकरणमिति की गणना के लिए महत्वपूर्ण है। पुनः O परमाणु के लिये परमाणु संरक्षण के सिद्धान्त को लागू किया जाता है।

$KClO_3$ में O के मोल =3×$KClO_3$ के मोल

3×$KClO_3$ के मोल =2×O_2 के मोल

अथवा $$3 \times \frac{KClO_3 \text{ का भार}}{KClO_3 \text{ का आण्विक भार}} = 2 \times \frac{NTP \text{ पर } O_2 \text{ का आयतन}}{\text{मानक मोल आयतन } (22.4 lt.)}$$

☞ उपरोक्त समीकरण में अभिकारक तथा उत्पाद का द्रव्यमान आयतन संबंध दिया जाता है।

सीमांक अभिकर्मक :

अभिकारक जो सबसे पहले अभिक्रिया में काम में लिया जाता है।

जब आप रासायनिक अभिक्रिया को संतुलित करते हो, तो यदि अभिकारक के मोलों की संख्या, संतुलित रासायनिक अभिक्रिया के रससमीकरण मिति गुणांक के अनुपात में नहीं होती है तो यहॉ एक अभिकारक होना चाहिये जो कि सीमांक अभिकर्मक होना चाहिये।

उदा. Na_2CO_3 के तीन मोल, HCl विलयन के 6 मोलो क साथ क्रिया करते है। STP पर उत्पादित CO_2 गैसस का आयतन ज्ञात कीजिये। अभिक्रिया निम्न है।

$$Na_2CO_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + CO_2 + H_2O$$

हल अभिक्रिया से $Na_2CO_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + CO_2 + H_2O$

दिये गये मोल	3 mol 6 mol
दिया गया मोल अनुपात	1 : 2
रससमीकरणमिति गुणांक अनुपात	1 : 2

कैसे सीमांक अभिकर्मक ज्ञात कर सकते है :

चरण : I

अभिकारक के दिये गये मोल को अभिकारक के दिये गये रससमीकरणमिति गुणांक से विभाजित किया जाता है।

चरण : II

देखना होगा कि इनमें कौनसा विभाजन न्यूनतम आता ह अभिकारक जिसका मान न्यूनतम है आपके लिए सीमांक अभिकर्मक होता है।

चरण : III

अब जब आप सीमांक अभिकर्मक प्राप्त करते हो, तो आपका ध्यान सीमांक अभिकर्मक पर होना चाहिये।

चरण I एवं II से Na_2CO_3 HCl

$$\frac{6}{1} = 6 \qquad \frac{4}{2} = 2 \text{(विभाजन न्यनतम होता है)}$$

$\therefore$ HCl सीमांक अभिकर्मक है

चरण III से

$$\frac{HCl \text{के मोल}}{2} = \frac{\text{के मोल } CO_2 \text{के मोल}}{1}$$

$\therefore$ उत्पादित CO_2 के मोल = 2 मोल

$\therefore$ STP पर उत्पादित CO_2 का आयतन =2×22.4=44.8 lt.

विलयन :

दो अथवा दो से अधिक पदार्थ का मिश्रण एक विलयन होता है। हम कह सकते है कि एक विलयन दो अथवा दो से अधिक संमागी मिश्रण का बना हुआ पदार्थ है, समांगी का अर्थ पूर्ण रूप से समरूप होता है।

सान्द्रता के पद :

एक विलयन के सान्द्रण को व्यक्त करने के लिये निम्न सान्द्रता पद काम में लिये जाते है।

1. मोलरता (M)
2. मोललता (m)
3. मोल भिन्न (x)
4. % परिकलन
5. नॉर्मलता (N)
6. ppm

☞ यह याद रखिये कि यह सभी सान्द्रता पद एक दूसरे से संबंधित होते है। एक सान्द्रित पद को जानकर आप दूसरे सान्द्रता पद को भी प्राप्त कर सकते है। हम इनके एक के बाद एक विचार विमर्ष करते है।

1. **मोलरता (M) :**

विलयन के 1 L(1000 ml) में घुलनीय एक विलेय के मोलो की सख्या विलयन की मोरलता कहलाता है।

अर्थात विलयन की मोलरता $= \dfrac{\text{मोलों की संख्या}}{\text{लीटर में विलयन की आयतन}}$

$\therefore$ मोलरता $(M) = \dfrac{w \times 1000}{(\text{विलेय का अणुभार}) \times V_{ml \text{ में}}}$

कुछ अन्य सम्बन्ध भी उपयोगी होते है।

मिलीमोल्स की संख्या $= \dfrac{\text{विलेय का द्रव्यमान}}{(\text{विलेय का अणुभार})} \times 1000 = (\text{विलयन की मोलरता} \times V_{ml \text{ में}})$

2. **मोललता (m) :**

एक विलायक के 1000 gm (1 km) में घुलनषील विलेय के मोल की संख्या विलयन की मोललता कहलाती है।

अर्थात मोललता $= \dfrac{\text{विलेय के मोलों की संख्या}}{\text{ग्राम में विलायक का द्रव्यमान}} \times 1000$

यदि विलायक के x gm में विलेय के y gm घुलते है विलेय का आण्विक द्रव्यमान m है। तब विलायक के x gm में विलेय के y/m mole घुलनषील है, इसलिये

$$\text{मोललता} = \frac{Y}{m \times x} \times 1000$$

3. **मोल – भिन्न (x) :**

विलयन में उपस्थित विलेय अथवा विलायक के मोलो की संख्या का अनुपात तथा विलयन में उपस्थित मोलों की संख्या की कुल संख्या पदार्थ के मोल भिन्न कहलाते है।

यदि विलयन में विलायक के मोलों की संख्या =N

$\therefore$ विलयन (x_1) का मोल भिन्न $= \dfrac{n}{n+N}$

$\therefore$ विलायक (x_2) का मोल भिन्न $= \dfrac{N}{n+N}$ तथा $x_1+x_2 = 1$

4. **% परिकलन :**

निम्न तरीके से प्रतिषत क पदों में विलयन की सान्द्रता को व्यक्त किया जा सकता है।

(i) % भार /भार (w/w) : विलयन के 100 gm में उपस्थित विलेय का द्रव्यमान के रूप में इसे दिया जाता है।

अर्थात् $\%w/w = \dfrac{\text{ग्राम में विलेय के द्रव्यमान}}{\text{ग्राम में विलयन का द्रव्यमान}} \times 100$

(ii) % अर्थात् भार/आयतन (w/v) : यह विलयन के प्रति 100 ml में उपस्थित विलेय का द्रव्यमान देता है।

अर्थात् $\%w/v = \dfrac{\text{ग्राम में विलेय के द्रव्यमान}}{\text{ग्राम में विलयन का आयतन}} \times 100$

(iii) आयतन/आयतन (V/V) : यह प्रति 100ml विलयन में उपस्थित विलेय का आयतन देते है।

अर्थात् $\%V/V = \dfrac{\text{ml में विलयन का आयतन}}{\text{विलयन का आयतन}} \times 100$

2

आक्सीकरण तथा अपचयन

यहॉ हम ऑक्सीकरण तथा अपचयन का तलनात्मक अध्ययन करते है।

ऑक्सीकरण	अपचयन
1. ऑक्सीजन का योग	1. ऑक्सीजन का निष्कासन
e.g.$2Mg+O_2 \rightarrow 2MgO$	e.g. $CuO+C \rightarrow Cu+CO$
2. हाइड्रोजन का निष्कासन	2. हाइड्राजन का योग
e.g.$H_2S+Cl_2 \rightarrow 2HCl+S$	e.g. $S+H_2 \rightarrow H_2S$
3. धनात्मक आवेष में वृद्धि	3. धनातमक आवेष में कमी
e.g.$Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}+e^-$	e.g. $Fe^{3+}+e \rightarrow Fe^{2+}$
4. ऑक्सीकरण संख्या में वृद्धि	4. ऑक्सीकरण संख्या में कमी
(+2) (+4)	(+7) (+2)
$SnCl_2 \rightarrow SnCl_4$	$MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$
5. इलेक्ट्रॉन का निष्कासन	5. इलैक्ट्रॉन का योग
e.g. $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+}+2e^-$	e.g. $Fe^{3+}+e \rightarrow Fe^{2+}$

ऑक्सीकरण संख्या :

यह एक तत्व द्वारा किया गया काल्पनिक आवेष है जब यह अपने तत्व की मुक्त अवस्था से संयोजित अवस्था तक जाता है।

ऑक्सीकरण संख्या के लिए लागू किए गये नियम :

यह नियम विभिन्न यौगिकों में तत्व के ऑक्सीकरण अंक के परिकलन के लिए सहायक है। यह याद रखने योग्य बात हैं कि तत्व की वैद्युत ऋणता इस नियमा का आधार है।

- **फ्लोरीन परमाणु :**

फ्लोरीन अब तक सबसे अधिक वैद्युतऋणी परमाणु के रूप में जाना जाता हैं तथा किसी भी यौगिक में इसका ऑक्सीकरण अंक हमेषा –1 होता हैं

- **ऑक्सीजन परमाणु :**

सामान्यतः यह तथा इसके ऑक्साइड में ऑक्सीजन परमाणु का ऑक्सीकरण संख्या –2 होता हैं।

इन परिस्थितियों में (i) परॉक्साइड में यह (उदा. H_2O_2 , Na_2O_2) –1 होता हैं,

(ii) सुपर ऑक्साइड (उदा. KO_2)

(iii) ओजोनोइड (KO_3) की परिस्थिति में क्रमषः –1/2 तथा –1/3 होता है,

(iv) ऑक्सीजन फ्लोराइड OF_2 की परिस्थिति में +2 तथा O_2F_2 में +1 होता है।

- **हाइड्रोजन परमाणु :**

सामान्यतः H परमाणु का ऑक्सीकरण अंक +1 होता है लेकिन धात्विक हाइड्राइड की परिस्थितियों में (उदा. NaH, KH यहा –1) होता है।

- **हैलोजन परमाणु :**

सामान्यतः सभी हैलोजन परमाणु (Cl, Br,I) के ऑक्सीकरण अंक –1 के बराबर होता है, लेकिन यदि हैलोजन किसी ऐसे परमाणु से जुड़ा हो जो हैलोजन परमाणु से अधिक वैद्युतऋणी हो तो यह धनात्मक ऑक्सीकरण अंक दर्षाता है।

e.g. $\overset{+5}{K}\overset{}{Cl}O_3$ $\overset{+5}{H}IO_3$ $\overset{+7}{H}CO_4$ $\overset{+5}{K}BrO_3$

- **धातुएँ :**

(a) क्षार–धातु (Li , Na, K, Rb, ...) का ऑक्सीकरण अंक हमेषा +1 होता है।

(b) क्षारीय मृदा धातु (Be , Mg, Ca .....) का ऑक्सीकरण अंक हमेषा +2 होता है।

नोट : धातु का ऑक्सीकरण संख्या शून्य अथवा ऋणात्मक हो सकता है।

(c) एल्युमिनियम की सदैव +3 ऑक्सीकरण अवस्था होती है।

- अपररूप अवस्था में अथवा मुक्त अवस्था में एक तत्व का ऑक्सीकरण अंक हमेषा शून्य होता है।

e.g. $\overset{0}{O_2}$, $\overset{0}{S_8}$, $\overset{0}{P_4}$, $\overset{0}{O_3}$

- एक अणु में सभी तत्व के आवेषों का योग, शून्य होता है।
- एक आयन में सभी तत्व के आवेषों का योग, आयन पर उपस्थित आवेष के बराबर होता है।
- यदि आवर्त सारणी में एक तत्व की वर्ग संख्या n हैं तो इसका ऑक्सीकरण अंक n से n–8 तक परिवर्तित होता है। (लेकिन यह मुख्यतः p-ब्लॉक तत्व में लागू होता है)
  उदा. N-परमाणु आवर्त सारणी में v वर्ग से संबंधित होता है। इसलिए नियम के अनुसार ऑक्सीकरण अंक –3 से +5 तक परिवर्तित हो सकता है। $(\overset{-3}{N}H_3, \overset{+2}{N}O, \overset{+3}{N_2}O_3, \overset{+4}{N}O_2, \overset{+5}{N_2}O_5)$
- यौगिक के किसी तत्व में सम्भावित अधिकतम ऑक्सीकरण संख्या संयोजी कोष में इलेक्ट्रॉनों की संख्या से कभी भी अधिक नहीं हो सकती । (लेकिन यह केवल p ब्लॉक तत्वों के मान्य है)

पृथक् ऑक्सीकरण अंक का परिकलन :

यौगिक में तत्व का पृथक ऑक्सीकरण अंक निकालने के लिए यह जरूरी हैं कि प्रत्येक यौगिक की संरचना ज्ञात होनी चाहिए तथा निम्न पथ को अपनाना चाहिए।

सूत्र : ऑक्सीकरण संख्या = संयोजी कोष में इलैक्ट्रॉन की संख्या–बंध बनाने के पष्चात् शेष बचे इलेक्ट्रॉन की संख्या

पथ–प्रदर्शक रेखा :

वैद्युतऋणता के आधार पर दिये गये ऑक्सीकरण संख्या परिकलित करने के लिए यह पथ–प्रदर्षक रेखा काम मे ली जाती है।

1. यदि यहॉ समान प्रकार के परमाणु के बीच बन्ध होता है तथा यदि समान प्रकार का संकरण है तो बंधिक युग्म इलैक्ट्रॉन का प्रत्येक तत्व के द्वारा बराबर रूप से साझा किया जाता है।
2. यदि विभिन्न प्रकार के परमाणुओं में एक बन्ध हो
   उदा. A–B (B,A की अपेक्षा अधिक विद्युत ऋणी हैं)
   तब बन्धन के पष्चात् B-परमाणु के साथ बन्धित युग्म इलैक्ट्रॉन को गिना जाता है।

प्रभाजी ऑक्सीकरण संख्या का पराडोक्स (Paradox).

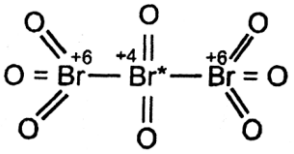
प्रभाजी आक्सीकरण अवस्था परीक्षण से प्राप्त औसत आक्सीकरण अवस्था है और संरचनात्मक पैरामीटर बताते हैं कि जिस तत्व की प्रभाजी आक्सीकरण अवस्था मुक्त होती है वास्तव में वह विभिन्न ऑक्सीकरण अवस्था में उपस्थित है। इस तरह की बन्ध परिस्थितियॉ C_3O_2, Br_3O_8 और $S_4O_6^{2-}$ स्पीषिज की संरचना में होती है।

- तत्व जिसकी प्रत्येक स्पीषिज में एस्ट्रिक (*) से मार्क किया जाता है विभिन्न ऑक्सीकरण अवस्था (ऑक्सीकरण संख्या प्रत्येक स्पिीषिज में समान समान बताता है कि C_3O_2 में C परमाणु +2 ऑक्सीकरण अवस्था में रहती है। जबकि तीसरा कोई शून्य ऑक्सीकरण अवस्था में उपस्थित है और औसत 4/3 है वास्तविक चित्रण यह बनाता है कि अन्तिम C पर +2 और मध्य C पर शून्य आक्सीकरण अंक है।

$$O = \overset{+2}{C} = \overset{0}{C^*} = \overset{+2}{C} = O$$

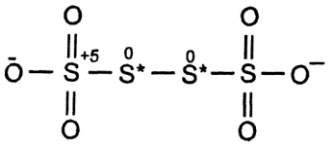
C_3O_2 की सरंचना
(कार्बन सबऑक्साइड)

- इसी तरह Br_3O_8, में प्रत्येक अन्तिम Br,+6 ऑक्सीकरण अवस्था में और बीच वाला Br,+4 ऑक्सीकरण अवस्था में है और फिर औसत वास्तविक 16/3 से अलग है।



Br_3O_8 की संरचना (tribromooctaoxide)

- पुराने की तरह $S_4O_6^{2-}$, स्पीषिज में 2.5 है। जबकि प्रत्ये सल्फर के लिये ऑक्सीकरण संख्या +5,0,0 और +5 होनी चाहिये।



$S_4O_6^{2-}$ की संरचना (trtrathionate ion)

साधारणतः इससे यह नतीजा निकलता है कि प्रभाजी ऑक्सीकरण अवस्था को सावधानी से ज्ञात करना चाहिये और वास्तविकता केवल संरचना से ही पला चलती है

• ऑक्सीकारक तथा अपचायक अभिकर्मक :

ऑक्सीकारक अभिकर्मक या ऑक्सीकारक :

ऑक्सीकारक वह यौगिक है जो रासायनिक अभिक्रिया के दौरान दूसरे को ऑक्सीकृत करता है तथा स्वंय अपचयित हो जाता है।

उदा. $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, HNO_3, $_{CONC.}H_2SO_4$ इत्यादि प्रबल ऑक्सीकारक है।

अपचायक अभिकर्मक या अपचायक :

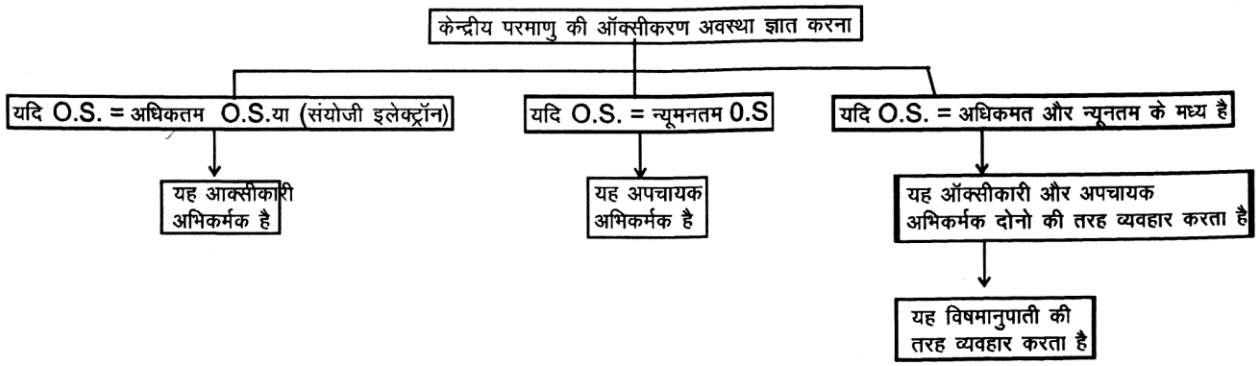
अपचायक वह यौगिक के जो रासायनिक अभिक्रिया के दौरान दूसरों को अपचयित करता है तथा स्वंय ऑक्सीकृत हो जाता है।

उदा. KI , $Na_2S_2O_3$ प्रबल अपचायक है।

नोट : यहाँ कुछ ऐसे यौगिक हैं जो ऑक्सीकारक तथा अपचायक दोनों की तरह कार्य कर सकते हैं।

उदा. H_2O_2,NO_2^-

कोई विशिष्ट पदार्थ ऑक्सीकारी या अपचयी अभिकर्मक है को कैसे पहचाना जाये



उपापचयी अभिक्रिया :

सभी उपापचयी अभिक्रिया में ऑक्सीकरण संख्या में कुल वृद्धि, ऑक्सीकरण संख्या में कुल घटने के बराबर होती है।

$$e.g.\ 10\overset{+2}{Fe}SO_4 + 2K\overset{+5}{Mn}O_4 + 8H_2SO_4 \longrightarrow 5\overset{+3}{Fe}_2(SO_4)_3 + 2\overset{+2}{Mn}SO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O$$

विषमानुपाती अभिक्रिया :

एक ऐसी रेडॉक्स अभिक्रिया जिसमें किसी निष्चित यौगिक में उपस्थित तत्व का आक्सीकरण व अपचयन दोनों होता है। विष्मनुपाती अभिक्रिया कहलाती है।

$$\overset{+1\ -1}{2H_2O_2}(aq) \longrightarrow \overset{+1\ -2}{2H_2O}(\ell) + \overset{0}{O}(g)$$

$$\overset{0}{S_8}(s) + 12OH^-(aq) \longrightarrow 4\overset{-2}{S^{2-}}(aq) + 2\overset{+2}{S_2}O_3^{2-}(aq) + 6H_2O(\ell)$$

$$\overset{+2}{Cl_2}(g) + 2OH^-(aq) \longrightarrow \overset{+1}{ClO^-}(aq) + \overset{-1}{Cl^-}(aq) + H_2O(\ell)$$

इस अभिक्रिया पर विचार करने पर :

a) $2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$

यह विषमनुपाती अभिक्रिया नहीं है। यह एकल अभिक्रिया की तरह है।

b) $NH_4NO_2 \longrightarrow N_2 + 2H_2O$

यह विषमानुपातीकरण अभिक्रिया है जो रेडॉक्स अभिक्रिया का प्रकार है जिसमें एक तत्व दो अलग ऑक्सीकरण अवस्था बनता है बदलकर एक ऑक्सीकरण अवस्था में बदल जाता है।

c) $4KClO_3 \longrightarrow 3KClO_4 + KCl$

यह विषमनुपाती अभिक्रिया कि स्थिति है आर Cl वह परमाणु है जो विषमनुपाती है।

कुछ मुख्य विषमनुपाती अभिकिया की सूची

1. $H_2O_2 \longrightarrow H_2O + O_2$
2. $X_2 + OH^-(dil.) \longrightarrow X^- + XO^-$
3. $X_2 + OH^-(conc.) \longrightarrow X^- + XO_3^-$

F_3 विषमानुपात में भाग नहीं लेता क्योंकि यह बहुत विद्युत ऋणी तत्व है।

$F_2 + NaOH(\text{तनु}) \longrightarrow F^- + OF_2$

$F_2 + NaOH(\text{सान्द्र}) \longrightarrow F^- + O_2$

4. $(CN)_2 + OH^- \longrightarrow CN^- + OCN^-$
5. $P_4 + OH^- \longrightarrow PH_3 + H_2PO_2^-(\text{क्षारीय})$
6. $S_2 + OH^- \longrightarrow S^{2-} + S_2O_3^{2-}$
7. $MnO_4^{2-} \longrightarrow Mn_4^- + MnO_2(\text{अम्लीय})$
8. $NH_2OH \longrightarrow N_2O + NH_3(\text{अम्लीय})$

   $NH_2OH \longrightarrow N_2 + NH_3(\text{क्षारीय})$
9. ऑक्सी अम्लों के फास्फोरस (+1, +3 ऑक्सीकरण संख्या)

   $H_3PO_2 \longrightarrow PH_3 + H_3PO_3$

   $H_3PO_2 \longrightarrow PH_3 + H_3PO_4(\text{गर्म})$

   $H_3PO_3 \longrightarrow PH_3 + H_3PO_4$
10. ऑक्सी अम्लों के क्लोरीन (हैलाजन) (+1, +3, +5 ऑक्सीकरण संख्या)

    $ClO^- \longrightarrow Cl^- + ClO_2^-$

    $ClO_2^- \longrightarrow Cl^- + ClO_3^-$

    $ClO_3^- \longrightarrow Cl^- + ClO_4^-$
11. $HNO_2 \longrightarrow NO + HNO_3$

- विषमनुपाती का उल्टा कॉम्प्रपोषन (Comproporionation) होता है कई विषमानुपाती अभिकिया में माध्यम (अम्लीय से क्षारीय या उल्टा) बदलने से अभिकिया पष्च दिषा में होती है जो कॉम्प्रपोषन (Comproporionation) अभिकिया का उदाहरण है।

$$I^- + IO_3^- + H^+ \longrightarrow I_2 + H_2O(\text{अम्लीय})$$

रेडॉक्स (उपापचयी) अभिकिया को संतुलित करना :

सभी संतुलित समीकरण दो बातों को संतुष्ट करनी चाहिए।

1. परमाणु संतुलन (द्रव्यमान संतुलन)

2. आवेश संतुलन

उपापचययी अभिकिया के संतुलन के लिए यहॉ दो विधि हैं

1. ऑक्सीकरण – संख्या आवेष विधि
2. आयन इलैक्ट्रॉन विधि अथवा अर्द्ध सैल विधि

❍ यद्यपि प्रथम विधि उपापचयी अभिकिया संतुलन के लिए उतीन लाभदायक नहीं है। विद्यार्थियों को सलाह दी जाती है कि उपापचयी अभिकिया संतुलन के लिए द्वितीय विधि (आयन–इलैक्ट्रॉन विधि) को काम में लें।

आयन इलैक्ट्रॉन विधि :

इस विधि द्वारा दो भिन्न माध्यम में उपापचयी अभिकिया को संतुलित किया जाता है।

(a) अम्लीय माध्यम (b) क्षारीय माध्यम

• अम्लीय माध्यम में संतुलन :

विद्यार्थियों को सलाह दी जाती हैं कि अम्लीय माध्यम में आयन इलैक्ट्रॉन विधि द्वारा उपापचयी अभिकियाओं का संतुलन निम्न पदों का पालन करके किया जा सकता है। अब माना कि इस आपको एक असंतुलित समीकरण दी जाती है।

उदाहरण

निम्न रेडॉक्स अभिक्रिया को संतुलित कीजिए।

$$FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + MnSO_4 + H_2O$$

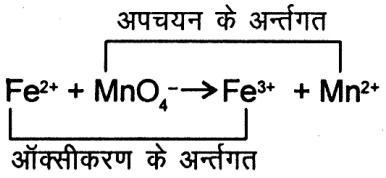
हल **चरण–I**

$$\overset{+2}{Fe}\,\overset{+6}{S}\,\overset{-2}{O_4} + \overset{+1}{K}\,\overset{+7}{Mn}\,\overset{-2}{O_4} + \overset{+1}{H_2}\,\overset{+6}{S}\,\overset{-2}{O_4} \longrightarrow \overset{+3}{Fe_2}(\overset{+6}{S}\,\overset{-2}{O_4})_3 + \overset{+2}{Mn}\,\overset{+6}{S}\,\overset{-2}{O_4} + \overset{+1}{H_2}\,\overset{-2}{O}$$

चरण II :

अब तत्व अथवा स्पीषीज (प्रजाति) को विस्थापित कर आयनिक रूप से अभिक्रिया बदलते हैं।

$$Fe^{2+} + \overset{+7}{Mn}O_4^{-} \longrightarrow Fe^{3+} + Mn^{2+}$$



चरण III :

अब अभिक्रिया में प्राप्त ऑक्सीकरण/अपचयन को पहचानिये

चरण IV : दो अर्द्ध में आयनिक अभिक्रिया को विभाजित करते हैं, एक ऑक्सीकरण के लिए तथा दूसरो अपचयन के लिए

$$Fe^{2+} \xrightarrow{\text{ऑक्सीकरण}} Fe^{3+} \;\Big|\; MnO_4^{-} \xrightarrow{\text{अपचयन}} Mn^{2+}$$

चरण V :

दोनो अर्द्ध अभिक्रियाओं में ऑक्सीकरण तथा हाइड्रोजन परमाणु के अलावा परमाणु संतुलित करते हैं। दोनो और Fe तथा Mn परमाणु को संतुलित किया जाता है।

$$Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} \qquad \Big| \qquad MnO_4^{-} \rightarrow Mn^{2+}$$

चरण VI :

अब एक आधिक्य के ऑक्सीकरण परमाणु, जो एक तरफ एक H_2O तथा समान तरफ दो H^+ जोड़ते हैं, उसके लिए निम्न तरीके द्वारा O तथा H परमाणु को क्रमषः H_2O तथा H^+ द्वारा संतुलित किया जाता है।

$Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+}$ (कोई ऑक्सीजन नहीं) ....(i)

$8H^{+} + MnO_4^{-} \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$ ....(ii)

चरण VII :

अब हम देखते हैं कि परमाणु रूप में (i) तथा (ii) संतुलित किया जाता है कि नहीं। वैद्युत धनात्मक की ओर आवेष के संतुलन के लिए इलैक्ट्रॉन जोड़ा जाता है।

$Fe^{2+} \xrightarrow{\text{ऑक्सीरण}} Fe^{3+} + e^{-}$ ....(1)

$5e^{-} + 8H^{+} + MnO_4^{-} \xrightarrow{\text{अपचयन}} Mn^{2+} + 4H_2O$ ....(2)

चरण VIII :

प्रत्येक अर्द्ध अभिकिया में प्राप्त होने वाले तथा खोने वाले इलैक्ट्रॉनों की संख्या के लिए दोनों अर्द्धअभिक्रियाओं में उपर्युक्त कारक से गुणा किया जाता है। तथा अंत में अर्द्ध अभिक्रियों को जोड़कर सभी संतुलित समीकरण देते है। यहॉ हम समीकरण (1) को 5 से तथा (2) को 1 से गणा करते है।

$Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + e^{-}$ ....(1)×5

$5e^{-} + 8H^{+} + MnO_4^{-} \rightarrow M^{2+} + 4H_2O$ ....(2)×1

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

(यहॉ इस अवस्था पर आयनिक रूप में उपापचयी अभिक्रिया संतुलित होती है)

चरण IX :

तब तत्व अथवा प्रजाति को जोड़कर आण्विक रूप में आयनिक अभिक्रिया को बदला जाता है जो चरण (2) में हटा दी जाती है। अब आप कुल गणना करके प्राप्त करेंगे–

$$5FeSO_4 + KMnO_4 + 4H_2SO_4 \rightarrow \frac{5}{2}Fe_2(SO_4)_3 + MnSO_4 + 4H_2O \quad \text{or}$$

$10FeSO_4+2KMnO_4+8H_2SO_4 \rightarrow 5Fe_2(SO_4)_3+2MnSO_4+8H_2O+K_2SO_4$.

तुल्यांक की अवधारण

तुल्यांकी द्रव्यमान या रासायनिक तुल्यांक

ऑक्सीकारी कारक या अपचायी कारक का तुल्यांकी द्रव्यमान इस तरह परिभाषित करते हैं पदार्थ की वह मात्रा जो 1 मोल इलेक्ट्रॉन त्यागने और प्राप्त करने के लिये आवष्यक है।

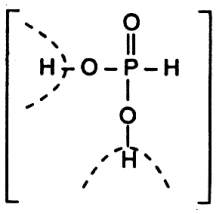
तुल्यांकी भार (E) :-

$$\text{तुल्यांकी भार } (E) = \frac{\text{आण्विक भार}}{\text{संयोजी कारक } (v.f)} = \frac{\text{आण्विक भार}}{\text{n- गुणांक}} = \frac{M}{x}$$

संयोजी गुणांक परिकलन

1. अम्ल : (संयोजी कारक) v.f= विस्थापित H^+ आयनो की संख्या

उदाहरण HCl , H_2SO_4 H_2PO_4 H_3PO_3



(यहॉ देखने पर केवल दो विस्थापित H^+ आयन होते है)

$V.f \rightarrow 1 \quad 2 \quad 3 \quad 2$

100% वियोजन मानिये

$E. \rightarrow \frac{M}{1} \quad \frac{M}{2} \quad \frac{M}{3} \quad \frac{M}{2}$

❍ विस्थापीत हाइड्रोजन परमाणु वो हाइड्रोजन परमाणु हैं जो वर्ग VI O,S,Se,Te, और VII F, Cl, Br, I से जुड़े हों

- **क्षार के लिए :**

संयोजीकारक = विस्थापित OH^- आयनों की संख्या

- **अम्ल–क्षार अभिकिया के लिए :**

अम्ल–क्षार अभिक्रिया की परिस्थिति में क्षार के प्रति अणु द्वारा विस्थापित अम्ल से विस्थापित H^+ की संख्या क्षार के लिए संयोजी कारक है।

❍ क्षार के प्रति अणु द्वारा विस्थापित कर बनाये गये अम्ल से H^+ आयनों की संख्या क्षार का सयोजी कारक ह।

- **लवण के लिए :**

(a) अक्रियाषील परिस्थिति में

संयोजीकारक = यौगिक में उपस्थित धनात्मक आवेष अथवा ऋणात्मक आवेष की कुल संख्या

उदाहरण		Na_2CO_3,	$CaCO_3$,	$Fe_3(SO_4)_3$ $(2Fe^{3+}+3SO_4^{2-})$
हल	संयोजी कारक (V.f)	2	2	2×3=6
	E.	$\frac{M}{2}$	$\frac{M}{2}$	$\frac{M}{6}$

(b) क्रियाषील अवस्था में लवण

उदाहरण $Na_2CO_3+HCl \rightarrow NaHCO_3+NaCl$
क्षार अम्ल

हल यह एक अम्ल–क्षार अभिक्रिया है इसलिए Na_2CO_3 के लिए v.f. एक है जबकि अभिक्रिया नहीं करने वाली परिस्थिति में v.f. 2 है।
उपापचयी अभिक्रिया में ऑक्सीकारक/अपचायक का तुल्यांक भार
(c) रेडॉक्स अभिक्रिया में ऑक्सीकारक और अपचायक अभिकर्मक का तुल्यांकी भार परिवर्तन की स्थिति में v.f.= प्रति अणु ऑक्सीकरण अंक में कुल परिवर्तन

नार्मलता :

एक विलयन की नार्मलता, एक लीअर (1000 ml) विलयन में उपस्थिति विलेय के तुल्यांक की संख्या, से परिभाषित की जाती है। माना कि V ml जल में तुल्यांक भार E के विलेय के W gm घोलकर एक विलयन बनाया जाता है।

- विलेय के तुल्यांक की संख्या $= \frac{W}{E}$
- विलयन के V ml, विलेय के $\frac{W}{E}$ तुल्यांक रखते है।
- 1000 ml विलयन $\frac{W \times 1000}{E \times V\,ml}$
- नार्मलता $(N) = \frac{W \times 1000}{E \times V\,ml}$

नार्मलता (N)= मोलरता (M)× संयोजी कारक (n)
अथवा
N×V (ml में) =×V (ml में)×n
or
मिली तुल्यांक = मिली मोल्स × n

तुल्यांक के नियम :

नियम बताता है कि एक तत्व का तुल्यांक दूसरे तुल्यांक के साथ संयोजित होता हैं तथा एक रासायनिक अभिक्रिया में समान मात्रा में अभिकारक के तुल्यांक तथा तुल्यांक क्रिया कर पृथक रूप से उत्पादों की समान संख्या के तुल्यांक अथवा मिली तुल्यांक देते है।

इसके अनुसार : –
(i) $aA+bB \rightarrow mM+nN$
A के मिली तुल्यांक =B के मिली तुल्यांक =M के मिली तुल्यांक =N के मिली तुल्यांक
(ii) यौगिक M_xN_y में
M_xN_y के मिली तुल्यांक =M के मिली तुल्यांक =N के मिली तुल्यांक

अनुमापन :
अनुमापन एक विलयन की सान्द्रता के निर्धारण का तरीका है जिसमें किसी ज्ञात सान्द्रता वाले विलयन की अन्य पदार्थ के मानक विलयन के साथ सावधानी से क्रिया करने वाले आयतन का मापन करते हैं।
मानक विलयन – वह विलयन जिसकी सान्द्रता ज्ञात है और जो ब्यूरेट में लिया गया हो सूचक कहलाता है

अनुमापन के दो प्रकार होते है :

- प्राथमिक मानक अनुपामन – अभिकिमक जिन्हे शुद्धता से तोला गया हाो और जिनके विलयन को उपयोग से पहले मानकीकृत नही किया हो।
उदा.– Oxalic acid, $K_2Cr_2O_7$.$AgNO_3$, $CuSO_4$, फेरसअमोनियम सल्फेट .

- द्वितीयक मानक अनुपामन : अभिकिर्मक जिन्हे शुद्धता से नहीं तोला गया हो और जिनके विलयन को उपयोग से पहले मानकीकृत किया हो।

उदा. – NaOH, KOH, HCl, H_2SO_4, I_2, $KMnO_4$ etc.

अनुमापकक : जिसक पदार्थ का अनुमापन कराना हो उसे बीकर में लेते हैं

तुल्योक बिन्दु : जब अनुमापी के तुल्यांक अनुमापक के तुल्यांक के बराबर हो जावें।

तुल्यांक बिन्दु पर :

$n_1V_1M_1=n_2M2V_2$

सूचक : तुल्यांक बिन्दु पर अनमापन पूर्ण के भौतिकी पहचान के लिए ऑक्सेलरी पदार्थ को मिलाते हैं

अनुमापन के प्रकार :

- अम्ल क्षार अनुमापन (आयनिक साम्य मे)
- रेडॉक्स अनुमापन

कुछ प्रमुख रेडॉक्स अनुमापन

रेडॉक्स अनुमापन सारणी : (आयोडोमितीय/आयोडोमट्रिक)

सारणी सम्बन्ध	निर्धारण	अनुमापित के साथ	अभिक्रियायें	OA तथा RA के मध्य
1.	Fe^{2+}	MnO_4^-	$Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + e^-$ $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	$5Fe^{2+} \equiv MnO_4^-$ Fe^{2+} तुल्यांकी भार =M/1 MnO_4^- तुल्यांकी भार =M/5
2.	Fe^{2+}	$Cr_2O_7^{2-}$	$Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + e^-$ $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$	$6Fe^{2+} \equiv Cr_2O_7^{2-}$ $Cr_2O_7^{2-}$ तुल्यांकी भार =M/6
3.	$C_2O_4^{2-}$	MnO_4^-	$CrO_4^{2-} \longrightarrow 2CO_2 + 2e^-$ $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	$5C_2O_4^{2-} \equiv 2MnO_4^-$ $C_2O_4^{2-}$ तुल्यांकी भार =M/2 MnO_4^- तुल्यांकी भार =M/2
4.	H_2O_2	MnO_4^-	$H_2O_2 \longrightarrow 2H^+ + O_2 + 2e^-$	$5H_2O_2 \equiv 2MnO_4^-$ H_2O_2 तुल्यांकी भार =M/2 MnO_4^- तुल्यांकी भार =M/5
5.	As_2O_3	MnO_4^-	$As_2O_3 + 5H_2O \longrightarrow 2AsO_4^{3-} + 10H^+ + 4e^-$	As_2O_3 तुल्यांकी भार =M/4
6.	AsO_3^{3-}	BrO_3^-	$AsO_3^{3-} + H_2O \longrightarrow AsO_4^{3-} + 2H^+ + 2e^-$ $BrO_3^- + 6H^+ + 6e^- \longrightarrow Br^- + 3H_2O$	AsO_3^{3-} तुल्यांकी भार =M/2 BrO_3^- तुल्यांकी भार =M/6

अनुचुम्बकिय अनुमापन :

- $KMnO_4$ अम्लीय माध्यम (सामन्यतः) तनु H_2SO_4 में ऑक्सीकृत अभिकर्मक की तरह होता है।
- $KMnO_4$ स्वतः मूलक होता है – अन्तिम बिन्दु को गुलाबी रंग में इंगित करता है
- अधिकांषतः Fe^{2+} के निर्धारण के लिए उपयोग किया जाता है। ऑक्सेलिक अम्ल, ऑक्सेलेट, H_2O_2

आयोडोमिति / आयोडोमिति अनुमापन :

आयोडिन युक्त यौगिक का उपयोग निम्न अनुमापन में होता है

(i) आयोडाईड आयन I_2 द्वारा प्रयुक्त ऑकसीकारक अभिकर्मक द्वारा आक्सीकृत होता है

$$2I^-(aq) \longrightarrow I_2(s) + 2e^-$$

(ii) आयोडाइन (V) आयन, IO_3^-, I^- से I_2 में ऑक्सीकृत होगा।

$$OI_3^-(aq)5I^-(aq) + 6H^+(aq) \longrightarrow 3I_2(s) + 3H_2O(\ell)$$

(iii) थायोसल्फेट आयनय, $S_2O_3^{2-}$ आयोडीन से आयोडाइड आयन में अपचयित करता है।

$$2S_2O_3^{2-}(aq)\ I_2(s) \longrightarrow S_4O_6^{2-} + 2I^-$$

रंगहीन काला रंगहीन

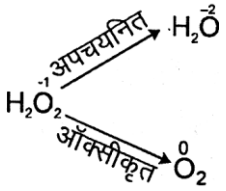
आयोडोमितीय अनुमान (अनुमापित विलयन $Na_2S_2O_3 . 5H_2O$.....है)

क्र.सं.	अनुमापित के साथ	अभिक्रियाएँ	OA तथा RA के मध्य सम्बन्ध
1.	I_2	$I_2 + 2Na_2S_2O_3 \longrightarrow 2NaI + Na_2S_4O_6^{2-}$	$I_2 \equiv 2I \equiv 2Na_2S_2O_3$
		Or $I_2 + 2S_2O_3^{2-} \longrightarrow 2I^- + S_4O_6^{2-}$	$Na_2S_2O_3$ का तुल्यांकी भार =M/1
2.	$CuSO_4$	$2CuSO_4 + 4KI \longrightarrow Cu_2I_2 + 2K_2SO_4 + I_2$	$2CuSO_4 \equiv I_2 \equiv 2I = 2Na_2S_2O_3$
		Or $Cu^{2+} + 4I^- \longrightarrow Cu_2I_2 + I_2$ (White ppt)	$CuSO_4$ का तुल्यांकी भार =M/1
3.	$CaOCl_2$	$CaOCl_2 + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + Cl_2$	$CaOCl_2 \equiv Cl_2 \equiv I_2 \equiv 2I \equiv$
		$Cl_2 + 2KI \longrightarrow 2KCl + I_2$	$2Na_2S_2O$
		$Cl_2 + 2I^- \longrightarrow 2Cl^- + I_2$	$CaOCl_2$ का तुल्यांकी भार =M/2
4.	MnO_2	$MnO_2 + 4HCl(conc.) \xrightarrow{\Delta} MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$	$MnO_2 \equiv Cl_2 \equiv I_2 \equiv 2Na_2S_2O_3$
		$Cl_2 + 2KI \longrightarrow 2KCl + I_2$	MnO_2 का तुल्यांकी भार =M/2
		or $MnO_2 + 4H^+ + 2Cl^- \longrightarrow Mn^{2+} + 2H_2O + Cl_2$	
		$Cl_2 + 2I^- \longrightarrow I_2 + 2Cl^-$	
5.	IO_3^-	$IO_3^- + 5I^- + 6H^+ \longrightarrow 3I_2 + 3H_2O$	$IO_3^- \equiv 3I_2 \equiv 6I \equiv 6Na_2S_2O_3$ IO_3^- का तुल्यांकी भार =M/6
6.	H_2O_2	$H_2O_2 + 2I^- + 2H^+ \longrightarrow I_2 + 2H_2O$	$H_2O_2 \equiv I_2 \equiv 2I \equiv 2Na_2S_2O_3$ H_2O_2 का तुल्यांकी भार =M/2
7.	Cl_2	$Cl_2 + 2I^- \longrightarrow 2Cl^- + I_2$	$Cl_2 \equiv I_2 \equiv 2I \equiv 2Na_2S_2O_3$ Cl_2 का तुल्यांकी भार =M/2
8.	O_3	$O_3 + 6I^- + 6H^+ \longrightarrow 3I_2 + 3H_2O$	$O_3 \equiv 3I_2 \equiv 6I \equiv 6Na_2S_2O_3$ O_3 का तुल्यांकी भार M/6
9.	ClO^-	$ClO^- + 2I^- + 2H^+ \longrightarrow H_2O + Cl^- + I_2$	$ClO^- \equiv I_2 \equiv 2I \equiv 2Na_2S_2O_3$
10.	$Cr_2O_7^{2-}$	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6I^- \longrightarrow 3I_2 + 2Cr^{3+} + 7H_2O$	$Cr_2O_7^{2-} \equiv 3I_2 \equiv 6I$ $Cr_2O_7^{2-}$ का तुल्यांकी भार =M/6
11.	MnO_4^-	$2MnO_4^- + 10I^- + 16H^+ \longrightarrow 2MnO_4^- + 5I_2 + 8H_2O$	$2MnO_4^- \equiv 5I_2 \equiv 10I$ MnO_4^- का तुल्यांकी भार =M/5
12.	BrO_3^-	$BrO_3 - + 6I^- + 6H^+ \longrightarrow Br^- + 3I_2 + 3H_2O$	$BrO_3^- \equiv 3I_2 \equiv 6I$ BrO_3^- का तुल्यांकी भार =M/6
13.	As(V)	$H_2AsO_4 + 2I^- + 3H^+ \longrightarrow H_3AsO_3 + H_2O + I_2$	$H_3AsO_4 \equiv I_2 \equiv 2I$ H_3AsO_4 का तुल्यांकी भार =M/2
14.	HNO_2	$2HNO_2 + 2I^- \longrightarrow I_2 + 2NO + H_2O$	$2HNO_2 \equiv I_2 \equiv 2I$ HNO_2 का तुल्यांकी भार =M/1
15.	HClO	$HClO + 2I^- + H^+ \longrightarrow Cl^- + I_2 + H_2O$	HClO का तुल्यांकी भार =M/2

क्र.सं.	अनुमापित के साथ	अभिक्रियाँ	OA तथा RA के मध्य सम्बन्ध
1.	H_2S (अम्लीय माध्यम में)	$H_2S + I_2 \longrightarrow S + 2I^- + 2H^+$	$H_2S \equiv I_2 \equiv 2I$ H_2S का तुल्यांकी भार =M/2
2.	SO_3^{2-} (अम्लीय माध्यम में)	$SO_3^{2-} + I_2 + H_2O \longrightarrow SO_4^{2-} + 2I^- + 2H^+$	$So_3^{2-} \equiv I_2 \equiv 2I$ SO_3^{2-} का तुल्यांकी भार =M/2
3.	Sn^{2+} (अम्लीय माध्यम में)	$Sn^{2+} + I_2 \longrightarrow Sn^{4+} + 2I^-$	$Sn^{2+} \equiv I_2 \equiv 2I$ Sn^{2+} का तुल्यांकी भार =M/2
4.	As(III) (at pH 8)	$H_2AsO_3^- + I_2 + H_2O \longrightarrow HAsO_4^{2-} + 2I^- + 2H^+$	$H_2AsO_3^- \equiv I_2 \equiv 2I$ H_2AsO_3 का तुल्यांकी भार =M/2
5.	N_2H_2	$N_2H_4 + 2I_2 \longrightarrow N_2 + 4H^+ + 4I^-$	$N_2H_4 = 2I_2 \equiv 4I$ N_2H_4 का तुल्यांकी भार =M/4

हाइड्रोजन परॉक्साइड (H_2O_2) :

H_2O_2 दोनो माध्यम में (अम्लीय तथा क्षारीय) ऑक्सीकारक तथा अपचायक दोनो की तरह व्यवहार कर सकता है।



नोट : H_2O_2 का संयोजी कारक हमेषा 2 के बराबर होता है।

H_2O_2 का आयतन सामर्थ्य :

H_2O_2 के सामर्थ्य को 10V, 20V, 30V इत्यादि से प्रदर्षित किया जाता है।

20V H_2O_2 का अर्थ H_2O_2 के इस नमूने का 1 लीटर वियोजित होने पर S.T.P/पर O_2 गैस का 20 लीटर देता है। H_2O_2 का वियोजन निम्न प्रकार से दिया जाता है।

$$H_2O_2 \longrightarrow H_2O + \frac{1}{2}O_2$$

1 मोल $\quad \frac{1}{2} \times 22.4 \text{lt S.T.P पर } O_2$

=34g $\quad$ =11.2 lt S.T.P. पर O_2

$\therefore$ S.T.P. पर 11.2 litre प्राप्त करने के लिए कम से कम 34. gm H_2O_2 वियोजित होनी चाहिए।

$$H_2O_2 \text{ की नार्मलता}(N) = \frac{H_2O_2 \text{ का आयतन सामथ्य}}{5.6}$$

$\because \quad M_{H_2O_2} = \frac{N_{H_2O_2}}{v.f} = \frac{N_{H_2O_2}}{2}$

$$\therefore \quad H_2O_2 \text{ की मोलरता}(M) = \frac{H_2O_2 \text{ का आयतन सामथ्य}}{11.2}$$

समर्थ्य (g/ℓ) : S के द्वारा इंगित किया जाता है।

सामर्थ्य = मोलरता × आण्विक भार = मोलरता × 34

सामर्थ्य = नार्मलता × तुल्यांक भार

= नार्मलता × 17

जल की कठोरता (कठोर जल, साबुन के साथ झाग नहीं देता है) :

अस्थायी कठोरता – Ca तथा Mg के बाइकार्बोनेट के कारण होती है।

स्थायी कठोरता – Ca तथा Mg के क्लोराइडों तथा सल्फेटों के कारण होती है। यहाँ कुछ विधियाँ दी गई हैं जिनका उपयोग जल के मृदुकरण मे किया जाता है।

(a) उबालकर : $2HCO_3^- \rightarrow H_2O+CO_2+CO_3^{2-}$ **or**

बुझे हुआ चूने द्वारा : $Ca(HCO_3)_2+Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3^-+2H_2O$

$Ca^{2+}+CO_3^{2-} \rightarrow Ca(OH)_3^-$

(b) सोडे का धोकर : $CaCl_2+NaCO_3 \rightarrow CaCO_3^-+2HaCl$

(c) आयन विनिमय रेजिन द्वारा : $Na_2R+Ca^{2+} \rightarrow CaR+2Na^+$

(d) कीलेटीकृत मिलाने पर : $(PO_3^-)_3$ etc.

पार्ट प्रति मिलियम (ppm) :

$$ppm_A = \frac{A\text{का द्रव्यमान}}{\text{कुल द्रव्यमान}} \times 10^6 = \text{द्रव्यमान भिन्न} \times 10^6$$

कठोरता का मापन :

कठोरता को $CaCO_3$ अथवा इसके तुल्यांक के ppm (पार्ट प्रति मिलियन) के पदों में मापा जाता हैं।

$$ppm \text{ में कठोरता} = \frac{CaCO_3 \text{ का द्रव्यमान}}{\text{जल का कुल द्रव्यमान}} \times 10^6$$

ऑलियम का सामर्थ्य :

100% H_2SO_4 में घोला गया SO_3 ऑलियम हैं। कभी–कभी ऑलियम भार का 100% से अधिक होता हैं इसे चाहे तो y% कह सकते हैं (जहाँ y > 100) इसका अर्थ है कि जल का (y–100) ग्राम जब दिये गये ऑलियम नमूने से 100 g को मिलाया जाता हैं, तो ऑलियम सभी मुक्त SO_3 के साथ संयोजित होगा तथा 100% सल्फ्यूरिक अम्ल देगा।

अतः ऑलियम में मुक्त SO_3 का भार =80/y(y–100)/18

विरजक चूर्ण के एक नमूने से उपलब्ध क्लोरीन का परिकलन :

तनु अम्ल अथवा CO_2 के साथ्ज्ञ अभिक्रिया पर दिये गये विरंजक चूर्ण के नमूने से उपलब्ध Cl_2 का भार % को क्लोरीन की उपलब्ध कहते हैं।

$CaOCl_2+H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4+H_2O+Cl_2$

$CaOCl_2+2HCl \rightarrow CaCl_2+H_2O+Cl_2$

$CaOCl_2+2CH_3COOH \rightarrow Ca(CH_3Coo)_2+H_2O+Cl_2$

$CaOCl_2+CO_2 \rightarrow CaCO_3+Cl_2$

ज्ञात करने की विधि :

विरंजक चूर्ण $+CH_3COOH+KI \rightarrow KI_3 \xrightarrow[\text{हाइपो}]{\text{स्टार्च}}$ अन्त बिन्दु (नीला ® रंगहीन)

$$Cl_2\text{का}\% \frac{3.55 \times x \times V(mL)}{W(g)}$$

जहाँ X= हाइपो विलयन की मोलरता

V= अनुमापन में प्रयुक्त हाइपों विलयन का आयतन (ml में)