

अध्याय 1

भारतीय रसायन की ज्ञान परंपरा

(Knowledge Traditional of India Chemistry)

भारत में रसायन विज्ञान की परंपरा अत्यंत प्राचीन है। वैदिक काल से ही विभिन्न ग्रंथों में रासायनिक प्रक्रियाओं, धातु , तथा विभिन्न यौगिकों के , रंग निर्माण , औषध निर्माण , निष्कर्षण बारे में उल्लेख मिलता है। भारत में रसायन विज्ञान का विकास मुख्य रूप से आयुर्वेद (रसशास्त्र) अल्केमी , धातु विज्ञान , , और कृषि विज्ञान के रूप में हुआ।

प्राचीन भारत में रसायन का विकास

1. वैदिक काल (1500-500 ई.पू.)

ऋग्वेदसामवेद और अथर्ववेद में रसाय , यजुर्वेद , न विज्ञान से जुड़े अनेक संदर्भ मिलते हैं।

अग्नि और आकाश को पंचतत्त्व के रूप में वर्णित किया गया। , पृथ्वी , जल , वायु ,

औषधियों और धातुओं का वर्णन अथर्ववेद में मिलता है।

2. आयुर्वेद और रसशास्त्र (500 ई.पू.-1000 ई.)

चरक संहिता और सुश्रुत संहिता में औषधीय रसायन की जानकारी दी गई है।

रसायन तंत्र में धातुओं और खनिजों को शुद्ध करने की विधियों का वर्णन मिलता है। (रसशास्त्र)

नागार्जुन) 8वीं-9वीं शताब्दी) जिसमें धातु निष्कर्षण , ने रस रत्नाकर नामक ग्रंथ लिखा (Metal Extraction और रासायनिक प्रक्रियाओं का वर्णन किया गया है। (

धन्वंतरि) और वाग्भट जैसे वैज्ञानिकों ने औषधीय रसायन , चरक , Pharmaceutical Chemistry में (योगदान दिया।

3. मध्यकाल (1000-1800 ई.)

इस काल में भारत में अल्केमी) Alchemy जिसे रसविद्या या रसशास्त्र कहा जाता है। , का विकास हुआ (

धातु विज्ञान में पारद) Mercury के प (रयोग पर विशेष ध्यान दिया गया।

हीरों की कटाई और पॉलिशिंग विभिन्न धातुओं की मिश्रधातु निर्माण तकनीक उन्नत हुई। ,

4. आधुनिक भारत और पश्चिमी प्रभाव (1800 ई. के बाद)

ब्रिटिश शासनकाल में आधुनिक रसायन विज्ञान का भारत में प्रवेश हुआ।

सीप्रफुल्ल चंद्र राय , रमन . वी . और सत्येंद्र नाथ बोस जैसे वैज्ञानिकों ने आधुनिक रसायन विज्ञान को विकसित किया।

प्रफुल्ल चंद्र राय ने "History of Hindu Chemistry" जिसमें भारतीय रसायन , नामक ग्रंथ लिखा " विज्ञान की परंपरा का विस्तार से वर्णन किया गया।

भारतीय रसायन की परंपरा का महत्व औषध निर्माण और आयुर्वेद में महत्वपूर्ण योगदान।

धातु विज्ञान और खनिज शोधन की उन्नत तकनीकें।

प्राचीन ग्रंथों में वर्णित विधियाँ आज भी वैज्ञानिक अनुसंधान में सहायक।

कृषिखाद्य संरक्षण और रंग निर्माण में उपयोगी रासायनिक ज्ञान। ,

निष्कर्ष

भारतीय रसायन की परंपरा केवल प्राचीन काल तक सीमित नहीं है बल्कि यह आधुनिक विज्ञान के विकास में भी , रसशास्त्र और धातु विज्ञान में भारत का योगदान विश्वभर में सराहा जाता है। प्राचीन ग्रंथों में , सहायक रही है। आयुर्वेद वर्णित रासायनिक प्रक्रियाएँ आज भी वैज्ञानिक अनुसंधान के लिए प्रेरणादायक हैं।

डी (संक्रमण तत्व) ब्लॉक तत्वों का रसायन-

परिचय:

डी) ब्लॉक तत्वों को संक्रमण तत्व-Transition Elements भी कहा जाता है क्योंकि इनके परमाणु या आयनों (d में आंशिक रूप से भरी हुई-ऑर्बिटल होती है। ये तत्व आवर्त सारणी के $3d$, $4d$, $5d$ और , d श्रृंखला में स्थित होते हैं और इनका स्थान समूह तक होता है। 12 से 3

डीब्लॉक तत्वों के प्रमुख गुणधर्म-

1. इलेक्ट्रॉनिक विन्यास:

डी d ब्लॉक तत्वों में--ऑर्बिटल क्रमशः भरती है।

सामान्यतः इनका विन्यास $(n-1)(d^{1-10})ns^2$ होता है। ²

उदाहरण:

स्कैंडियम)Sc] = (Ar [3d¹ 4s²

टाइटैनीयम)Ti] = (Ar3 [d² 4s²

आयरन)Fe] = (Ar [3d⁶ 4s²

2. ऑक्सीडेशन अवस्थाएँ:

संक्रमण तत्व कई ऑक्सीडेशन अवस्थाएँ दर्शाते हैं।

यह गुण आंशिक रूप से भरी हुई d -ऑर्बिटल के कारण होता है।

उदाहरण :

Fe^{2+} (लोहे की +2 ऑक्सीडेशन अवस्था)

Fe^{3+} (लोहे की +3 ऑक्सीडेशन अवस्था)

Mn में +2 से +7 तक की ऑक्सीडेशन अवस्थाएँ पाई जाती हैं

3. जटिल यौगिक बनाने की प्रवृत्ति:

संक्रमण तत्व आसानी से जटिल यौगिक (Complex Compounds) बनाते हैं। (

f-ब्लॉक तत्वों का रसायन (आंतरिक संक्रमण तत्व)

परिचय :

f-ब्लॉक तत्वों को आंतरिक संक्रमण तत्व (Inner Transition Elements) कहा जाता है क्योंकि इनका अंतिम इलेक्ट्रॉन f-ऑर्बिटल में प्रवेश करता है। ये तत्व आवर्त सारणी के निचले भाग में लैंथेनाइड (Lanthanides) और ऐक्टिनाइड (Actinides) श्रृंखला के रूप में स्थित होते हैं।

f-ब्लॉक तत्वों का वर्गीकरण

1. लैंथेनाइड (Lanthanides) – Z = 57 से 71

इनमें लैंथेनम (La) से ल्यूटेथियम (Lu) तक के तत्व शामिल होते हैं। (

इनका सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $[\text{Xe}] 4f^{1-14} 5d^{0-1} 6s^2$ होता है।

2. ऐक्टिनाइड (Actinides) – Z = 89 से 103

इनमें ऐक्टिनियम (Ac) से लॉरेंसियम (Lr) तक के तत्व शामिल होते हैं। (

इनका सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $[\text{Rn}] 5f^{1-14} 6d^{0-1} 7s^2$ होता है।

अधिकांश ऐक्टिनाइड रेडियोधर्मी होते हैं।

f-ब्लॉक तत्वों के प्रमुख गुणधर्म

1. इलेक्ट्रॉनिक विन्यास:

लैंथेनाइड और ऐक्टिनाइड तत्वों का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास क्रमशः 4f और 5f ऑर्बिटल में होता है।

f-ऑर्बिटल की ऊर्जा d-ऑर्बिटल से अधिक होती है, इसलिए इन तत्वों के गुणधर्म अद्वितीय होते हैं।

2. ऑक्सीडेशन अवस्थाएँ:

लैंथेनाइड तत्व सामान्यतः +3 ऑक्सीडेशन अवस्था प्रदर्शित करते हैं।

कुछ लैंथेनाइड +2 और +4 ऑक्सीडेशन अवस्थाएँ भी दिखा सकते हैं (Ce जैसे) $4+$, Eu^{2+} , Yb^{2+})।

ऐक्टिनाइड तत्व विभिन्न ऑक्सीडेशन अवस्थाएँ + सामान्यतः) 3 से +6 प्रदर्शित कर सकते हैं। (

उदाहरण : U^{4+} , U^{6+} , Th^{4+} , Pu^{4+} , Pu^{6+}

3. रंगीन यौगिकों का निर्माण

f-ब्लॉक तत्वों के आयन रंगीन होते हैं, क्योंकि इनमें f-f इलेक्ट्रॉन संक्रमण (f-f transitions) होते हैं।

उदाहरण: Pr^{3+} (हरा), Nd^{3+} (बैंगनी), Sm^{3+} (पीला), Eu^{3+} (ल

ऐक्टिनाइड तत्वों का रसायन) Actinides Chemistry (

परिचय:

ऐक्टिनाइड तत्व वे तत्व हैं जिनका परमाणु क्रमांक f तक होता है। ये तत्व आवर्त सारणी के 103 से 89-ब्लॉक में स्थित होते हैं और इनका सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $[\text{Rn}] 5f^{1-14} 6d^{0-1} 7s^2$ होता है। ऐक्टिनाइड तत्वों को आंतरिक संक्रमण तत्व) Inner Transition Elements भी कहा जाता है। (

उदाहरण:

ऐक्टिनियम) Ac, $Z=89$ (

थोरियम) Th, $Z=90$ (

प्रोटैक्टिनियम) Pa, $Z=91$ (

यूरेनियम) U, $Z=92$ (

नेप्च्यूनियम) Np, $Z=93$ (

प्लूटोनियम) Pu, $Z=94$ (

अमेरिका) Am (, क्यूरियम) Cm (, बर्केलियम) Bk (, कैलिफोर्नियम) Cf (, आइंस्टीनियम) Es (, फर्मियम) Fm (, मेंडेलीवियम) Md (, नोबेलियम) No (, लॉरेंसियम) Lr। (

ऐक्टिनाइड तत्वों के प्रमुख गुणधर्म

1. इलेक्ट्रॉनिक विन्यास और f-ऑर्बिटल भराव:

ऐक्टिनाइड तत्वों में इलेक्ट्रॉन 5f ऑर्बिटल में भरते हैं।

इनका सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $[\text{Rn}] 5f^{1-14} 6d^{0-1} 7s^2$ होता है।

ऐक्टिनाइड तत्वों की f -ऑर्बिटल अधिक विसरित होती है जिससे इनका रासायनिक व्यवहार जटिल होता है।

2. ऑक्सीडेशन अवस्थाएँ:

ऐक्टिनाइड तत्व कई ऑक्सीडेशन अवस्थाएँ प्रदर्शित करते हैं क्योंकि इनमें f , $6d$, और $7s$ ऑर्बिटल की ऊर्जा समान होती है।

सामान्य ऑक्सीडेशन अवस्थाएँ $+3$, $+4$, $+5$, $+6$, और कभी-कभी -7 होती हैं।

उदाहरण:

थोरियम (Th) $\rightarrow +3$

यूरेनियम (U) $\rightarrow +3, +4, +5, +6$

नेप्च्यूनियम (Np) $\rightarrow +3, +4, +5, +6, +7$

प्लूटोनियम (Pu) $\rightarrow +3, +4, +5, +6$

3. जटिल यौगिक बनाने की प्रवृत्ति:

ऐक्टिनाइड तत्व आसानी से जटिल यौगिक (Complex Compounds) बना सकते हैं।

इनके आयनों में छोटे आकार और उच्च आवेश के कारण जल तथा फॉस्फेट आयनों के, कार्बोनेट, सल्फेट, नाइट्रेट, साथ जटिल बनने की प्रवृत्ति होती है।

उदाहरण:

$[UO_2(CO_3)_3]^{4-}$ (यूरेनिल कार्बोनेट)

$[Th(NO_3)_6]^{2-}$ (थोरियम नाइट्रेट)

4. रंगीन यौगिकों का निर्माण:

ऐक्टिनाइड तत्वों के यौगिक रंगीन होते हैं क्योंकि इनमें $f-f$ इलेक्ट्रॉन ट्रांजिशन $f-f$ transitions होते हैं।

उदाहरण:

U^{3+} (हरा), U^{4+} (पीला-भूरा), UO_2^{2+} (पीला-हरा), Np^{5+} (नीला), Pu^{4+} (भूरा), PuO_2^{2+} (गुलाबी)

5. चुम्बकीय गुणधर्म:

ऐक्टिनाइड तत्वों में अव्ययोजित (Unpaired) f इलेक्ट्रॉन (जिससे इनमें पैरामैग्नेटिज्म पाया जाता है), इलेक्ट्रॉन होते हैं f कुछ ऐक्टिनाइड तत्व फेरोमैग्नेटिक भी हो सकते हैं।

6. ऐक्टिनाइड संकुचन (Actinide Contraction):

जब ऐक्टिनाइड श्रृंखला में बाएँ से दाएँ बढ़ते हैं धीरे घटती है।-तो परमाणु और आयनिक त्रिज्या धीरे ,
यह प्रभाव 5f) ऑर्बिटल की खराब स्क्रीनिंग-Shielding Effect के कारण होता है। (

ऐक्टिनाइड संकुचन के प्रभाव:

ऐक्टिनाइड तत्वों के रासायनिक गुणधर्म में मामूली परिवर्तन।

भारी ऐक्टिनाइड तत्वों के बीच गुणधर्मों की समानता।

7. रेडियोधर्मिता (Radioactivity):

सभी ऐक्टिनाइड तत्व रेडियोधर्मी होते हैं और समय के साथ क्षय) Decay होते हैं। (

ये तत्व अल्फा) α (, बीटा) β (, और गामा) γ विकिरण उत्सर्जित करते हैं। (

उदाहरण:

यूरेनियम-238) U-238 ($\rightarrow$ α -कण उत्सर्जन

थोरियम-232) Th-232 ($\rightarrow$ धीमी रेडियोधर्मिता

प्लूटोनियम-239) Pu-239 ($\rightarrow$ परमाणु बम और ऊर्जा उत्पादन में उपयोगी

ऐक्टिनाइड तत्वों के कुछ महत्वपूर्ण यौगिक और उनके उपयोग

ऐक्टिनाइड तत्वों का उपयोग

1. परमाणु ऊर्जा (Nuclear Energy):

यूरेनियम-235 और प्लूटोनियम-239 का उपयोग परमाणु रिएक्टर और परमाणु हथियारों में किया जाता है।

थोरियम-232 से यूरेनियम-233 प्राप्त कर परमाणु ऊर्जा उत्पादन संभव है।

2. चिकित्सा (Medical Applications):

रेडियोधर्मी ऐक्टिनाइड तत्व कैंसर उपचार और रेडियोधर्मी ट्रैसर के रूप में उपयोग होते हैं।

3. अंतरिक्ष अनुसंधान (Space Research):

प्लूटोनियम-238 का उपयोग RTG (Radioisotope Thermoelectric Generators) में अंतरिक्ष यान को ऊर्जा देने के लिए किया जाता है।

4. औद्योगिक उपयोग:

अमेरिकियम-241) Am-241 (धुएँ डिटेक्टर (Smoke Detectors) में प्रयोग होता है।

निष्कर्ष:

ऐक्टिनाइड तत्वों की विशेषता उनकी रेडियोधर्मिता, जटिल यौगिक बनाने की प्रवृत्ति, ऑक्सीडेशन अवस्थाएँ-बहु, अंतरिक्ष अनुसंधान और उद्योगों में, चिकित्सा, और परमाणुऊर्जा उत्पादन में उपयोग है। इन तत्वों का परमाणु विज्ञान महत्वपूर्ण स्थान है। हालांकि इनकी रेडियोधर्मिता और विषाक्तता, Toxicity के कारण इनका उपयोग (सावधानीपूर्वक किया जाता है।

अध्याय 2 समन्वय रसायन विज्ञान - I संक्रमणधातुसंकुल

(Co-ordination Chemistry: Transition Metal Complex)

परिचय) संवेद रसायन विज्ञान: Coordination Chemistry (रसायन विज्ञान की वह शाखा है जिसमें संवेद यौगिकों) Coordination Compounds का अध्ययन किया जाता है। ये यौगिक उन अणुओं या आयनों से बनते (जिनमें एक केंद्रीय धातु आयन, है Metal Ion) लिगेण्ड्स (Ligands) से घिरा रहता है। (

प्रथम संक्रमण धातु संकुल) First Transition Metal Complexes) वे जटिल यौगिक होते हैं जिनमें 3d श्रृंखला के धातु आयन (Sc से Zn) केंद्रीय परमाणु के रूप में होते हैं।

संवेद यौगिकों की परिभाषा वह यौगिक जिसमें एक केंद्रीय धातु आयन लिगेण्ड्स के साथ समन्वय बंध Bond बनाकर) Coordinat Bond बनाकर एक स्थिर (

संरचना बनाता है) उसे संवेद यौगिक, Coordination Compound कहा जाता है। (

उदाहरण:

1. हेक्सासायनो फेरट (III) आयन →
2. टेट्राऐमीन कॉपर (II) आयन →
3. हेक्साएक्वा टाइटेनियम (III) आयन →

संवेद यौगिकों के घटक

1. केंद्रीय धातु आयन (Central Metal Ion)

यह वह परमाणु होता है जो लिगेण्ड से बंध बनाता है।

उदाहरण : Fe^{3+} , Cu^{2+} , Ni^{2+} , Co^{3+}

2. लिगेण्ड (Ligand)

वे अणु या आयन जो अपनी अकेली इलेक्ट्रॉन जोड़ी) Lone Pair से केंद्रीय धातु आयन से संवेद संबंध बनाते हैं। (

उदाहरण:

एकदंती) Monodentate : (NH_3 , H_2O , Cl^- , CN^-)

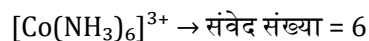
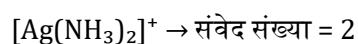
द्विदंती) Bidentate : (Ethylenediamine(en), $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$)

बहुदंती) Polydentate : (EDTA)

3. संवेद संख्या (Coordination Number)

यह संख्या बताती है कि एक धातु आयन से कितने लिगेंड बंधित हैं।

उदाहरण:



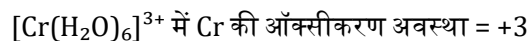
4. संवेद क्षेत्र (Coordination Sphere)

कोष्ठक के अंदर लिखा भाग संवेद क्षेत्र कहलाता है। ([])

उदाहरण] में : $\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$ संवेद क्षेत्र है।

5. ऑक्सीकरण अवस्था (Oxidation State)

केंद्रीय धातु आयन की ऑक्सीकरण अवस्था जटिल आयन की कुल आवेश गणना से निकाली जाती है। उदाहरण : $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ में Fe की ऑक्सीकरण अवस्था = +3



संवेद यौगिकों की संरचना और आकृति) Structure and Geometry (

संवेद यौगिकों के गुणधर्म

1. रंगीनता (Coloration):

संक्रमण धातु संकुल आमतौर पर रंगीन होते हैं क्योंकि इनमें d-इलेक्ट्रॉन ट्रांजिशन होता है।

उदाहरण:

→ नीला

→ पीला-भूरा

2. चुम्बकीय गुणधर्म (Magnetic Properties):

यदि कोई संकुल यौगिक अव्ययोजित) Unpaired (दतो वह पैरामैग्नेटिक होगा। , इलेक्ट्रॉन रखता है-

यदि सभी इलेक्ट्रॉन युग्मित होते हैं तो वह डायमैग्नेटिक होगा। ,

उदाहरण :

→ पैरामैग्नेटिक (5 अव्ययोजित इलेक्ट्रॉन)

→ डायमैग्नेटिक (सभी इलेक्ट्रॉन युग्मित)

3. उत्प्रेरक गुणधर्म (Catalytic Properties):

संक्रमण धातु संवेद यौगिकों का उपयोग उत्प्रेरकों) Catalysts के रूप में किया जाता है। (

उदाहरण :

→ कांटेक्ट प्रक्रिया में SO_2 का ऑक्सीकरण SO_3 में।

→ हाइड्रोजनीकरण प्रक्रिया में।

वर्नर का समन्वय सिद्धांत) Werner's Coordination Theory (

वर्नर ने संवेद यौगिकों की संरचना को समझाने के लिए एक सिद्धांत दिया : जिसके मुख्य बिंदु हैं ,

1. प्राथमिक संयोजकता (Primary Valency):

यह धातु आयन की ऑक्सीकरण अवस्था से संबंधित होती है।

यह आयनिक बंध के रूप में कार्य करती है।

उदाहरण] : $\text{CoCl}_3(\text{NH}_3)_3$ = की प्राथमिक संयोजकता Co में [3

2. द्वितीयक संयोजकता (Secondary Valency)

यह धातु आयन के चारों ओर लिगेण्ड्स की संख्या से निर्धारित होती है।

यह संवेद संख्या के रूप में जानी जाती है।

उदाहरण] : $\text{CoCl}_3(\text{NH}_3)_3$ = की द्वितीयक संयोजकता Co में [6

संवेद यौगिकों के अनुप्रयोग) Applications of Coordination Compounds (

1. औद्योगिक उपयोग:

→ शुद्ध निकल प्राप्त करने के लिए।

→ चाँदी की चमकाने की प्रक्रिया में।

2. चिकित्सा में:

उच्च-स्पिन अवस्था (High Spin): Δ_o छोटा होता है, t_{2g} और e_g ऑर्बिटल में इलेक्ट्रॉन वितरण अलग होता है।

□□□□□□□□-□□□□□ □□□□□□□□□□ (Low Spin): □□ Δ_o बड़ा होता है तो , इलेक्ट्रॉन कम ऊर्जा वाले ऑर्बिटल में पहले भरते हैं।

3. लिगेंड क्षेत्र सिद्धांत (Ligand Field Theory - LFT)

परिचय:

लिगेंड क्षेत्र सिद्धांत क्रिस्टल क्षेत्र सिद्धांत और आणविक कक्षा सिद्धांत) MOT लिगेंड बंधन को -का मिश्रण है। यह धातु (आंशिक रूप से सहसं , केवल विद्युत स्थैतिक दृष्टिकोण से देखने के बजाय योजक) Covalent प्रभावों को भी (शामिल करता है।

मुख्य बिंदु:

1. धातु-लिगेंड इंटरैक्शन में π -बंधन:

यदि लिगेंड में खाली π -ऑर्बिटल होते हैं तो वे धातु के , -ऑर्बिटल के साथ इंटरैक्ट कर सकते हैं।

इससे Δ_o की मात्रा बढ़ सकती है या घट सकती है।

2. CFT की सीमाएँ:

यह केवल आयनिक बंधन को मानता है।

यह लिगेंड के इलेक्ट्रॉनिक गुणों की व्याख्या नहीं कर पाता।

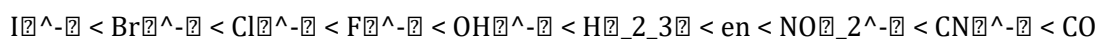
3. LFT की विशेषताएँ:

यह लिगेंड के प्रकृति) σ दान और -स्वीकृति पर विचार करता है। (

यह अधिक सटीक और विस्तृत विवरण प्रदान करता है।

4. क्रिस्टल क्षेत्र विभाजन ऊर्जा पर लिगेंड का प्रभाव (Spectrochemical Series)

लिगेंड की प्रकृति क्रिस्टल क्षेत्र विभाजन ऊर्जा को प्रभावित करती है। विभिन्न लिगेण्ड्स की शक्ति के अनुसार एक श्रृंखला होती है जिसे स्पेक्ट्रोकेमिकल श्रृंखला कहा जाता है:



यह श्रृंखला बताती है कि CN^- और CO □□□□ □□□□□□ □□□□ □□□□□□ (Δ_o बड़ा) □□□□ □□□, □□□□□ □□□□□□□□□□ □□□□ □□□, □□□□ I^- और Br^- जैसे लिगेण्ड्स कम विभाजन (Δ_o छोटा) स्पिन यौगिक बनते हैं -जिससे उच्च , करते हैं (

5. निष्कर्ष

क्रिस्टल क्षेत्र सिद्धांत ने समन्वय यौगिकों की संरचना और उनके चुम्बकीय एवं रंग संबंधी गुणों को समझने में सहायता की है।

लिगेण्ड क्षेत्र सिद्धांत इस सिद्धांत को और अधिक उन्नत बनाता है लिगेण्ड इंटरैक्शन का अधिक गहरा -जिससे धातु ,
विश्लेषण किया जा सकता है।

समन्वय यौगिक में समावयवता) Isomerism in Coordination Compounds (- B.Sc द्वितीय .
वर्ष

परिचय :

समन्वय यौगिकों में समावयवता) Isomerism उस स्थिति को दर्शाती है जब दो या अधिक यौगिकों का रासायनिक (
लेकिन उनके संगठन या संरचना में भिन्नता हो , सूत्र समान होता है। समन्वय यौगिकों में यह समावयवता विभिन्न
प्रकार की हो सकती है।

1. समावयवता के प्रकार

समन्वय यौगिकों में समावयवता को मुख्यतः दो वर्गों में विभाजित किया जाता है:

1. संरचनात्मक समावयवता (Structural Isomerism)

2. आकृति संबंधी समावयवता (Stereoisomerism)

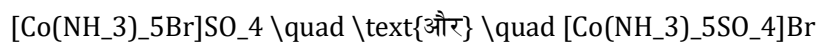
1. संरचनात्मक समावयवता (Structural Isomerism)

संरचनात्मक समावयवता में समन्वय यौगिकों की आणविक संरचना भिन्न होती है यद्यपि उनका आणविक सूत्र समान ,
: रहता है। इसके विभिन्न प्रकार निम्नलिखित हैं

(i) आयनन समावयवता (Ionization Isomerism)

इस प्रकार की समावयवता में यौगिकों के कुछ आयन परस्पर अदलते-जिससे जल में घोलने पर भिन्न , बदलते रहते हैं-
भिन्न आयन उत्पन्न होते हैं।

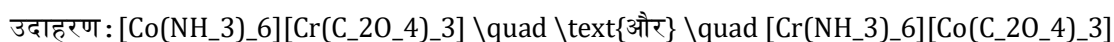
उदाहरण :



दूसरे यौगिक का जलीय विलयन SO_4^{2-} आयन देगा। -

(ii) समन्वय समावयवता (Coordination Isomerism)

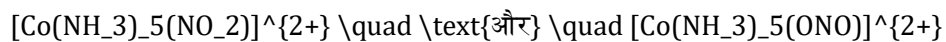
इस प्रकार की समावयवता तब होती है जब समन्वय यौगिक में उपस्थित धनायन और ऋणायन दोनों समन्वय यौगिक
होते हैं और उनके बीच लिगेण्ड्स की अदलाबदली होती है।-



(iii) समस्थानिक समावयवता (Linkage Isomerism)

जब कोई लिगेंड दो अलग-तः यह समावयवता उत्पन्न , अलग परमाणुओं के माध्यम से धातु आयन से जुड़ सकता है- होती है।

उदाहरण :

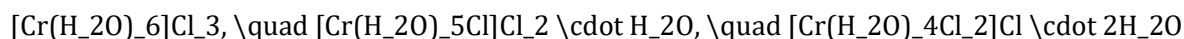


दूसरे यौगिक में ONO^- (ऑक्सीजन) से जुड़ा है (Nitrito complex)।

(iv) जलयोजित समावयवता (Hydrate Isomerism)

जब जल अणु यौगिक के समन्वय क्षेत्र के भीतर या बाहर स्थित हो सकते हैं तब यह समावयवता होती है ,

उदाहरण :



2. आकृति संबंधी समावयवता (Stereoisomerism)

इस प्रकार की समावयवता में अणु के अंदर परमाणुओं की सापेक्ष स्थिति (Relative Positioning) अलग होती है। इसके दो प्रमुख प्रकार होते हैं

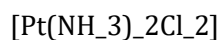
(i) ज्यामितीय समावयवता (Geometrical Isomerism)

यह समावयवता तब होती है जब लिगेण्ड्स का विन्यास भिन्न होता है लेकिन समन्वय संख्या समान रहती है ,

यह विशेष रूप से ऑक्टाहेड्रल ($\text{CN} = 6$) और वर्ग समतलीय (Square Planar, $\text{CN} = 4$) जटिलों में पाई जाती है।

उदाहरण :

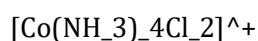
वर्ग समतलीय समन्वय यौगिक :



सिस (Cis) पास होते-जब समान लिगेण्ड पास : समावयव (हैं)।

ट्रांस (Trans) जब समान लिगेण्ड विपरीत दिशाओं में होते हैं। : समावयव (

ऑक्टाहेड्रल समन्वय यौगिक :

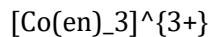


(ii) प्रकाशीय समावयवता (Optical Isomerism)

जब दो समावयव एक-दूसरे पर अध्यारोपित नहीं किया जा सकता-दूसरे के प्रतिबिंब होते हैं लेकिन उन्हें एक-प्रकाशीय समावयवता कहते हैं।

यह विशेष रूप से ऑक्टाहेड्रल यौगिकों में पाई जाती है।

उदाहरण:



इसमें दाएँ हाथ (d-form) और बाएँ हाथ (l-form) वाले समावयव होते हैं। (

निष्कर्ष

समन्वय यौगिकों में समावयवता उनके भौतिक और रासायनिक गुणों को प्रभावित करती है।

संरचनात्मक समावयवता रासायनिक संगठन में परिवर्तन के कारण होती है जबकि आकृति संबंधी समावयवता , परमाणुओं की व्यवस्था के कारण होती है।

समावयवता अध्ययन समन्वय यौगिकों की संरचना और उनके गुणों की बेहतर समझ प्रदान करता है।

यदि आपको किसी विशेष प्रकार की समावयवता पर अधिक जानकारी चाहिए तो बताइए!

अध्याय 3

ऊष्मागतिकी) Thermodynamics (

परिचय:

ऊष्मागतिकी) Thermodynamics) भौतिक रसायन (Physical Chemistry) की एक महत्वपूर्ण शाखा (तथा विभिन्न प्रणालियों में उनके परिवर्तन का अध्ययन करती है। , कार्य , ताप , जो ऊर्जा , है यह नियमों के एक समूह पर आधारित है जिन्हें ऊष्मागतिकी के नियम) Laws of Thermodynamics कहा जाता है। (

ऊष्मागतिकी के मूलभूत अवधारणाएँ

1. प्रणाली (System) और परिवेश (Surroundings)

प्रणाली वह भाग जिसका हम अध्ययन कर रहे हैं। :

परिवेश प्रणाली के चारों ओर का क्षेत्र : रा।

प्रणाली के प्रकार:

1. ओपन प्रणाली (Open System): द्रव्य और ऊर्जा दोनों का आदान-प्रदान होता है।
2. बंद प्रणाली (Closed System): केवल ऊर्जा का आदान-प्रदान होता है, द्रव्य का नहीं।
3. संवृत प्रणाली (Isolated System): न ऊर्जा और न ही द्रव्य का आदान-प्रदान होता है।

2. अवस्था फलन (State Function) और पथ फलन (Path Function)

अवस्था फलन) State Function , ये केवल प्रणाली की प्रारंभिक और अंतिम अवस्था पर निर्भर करते हैं :

() आंतरिक ऊर्जा : कि उसके परिवर्तन के मार्ग पर। उदाहरण, एन्थैल्पी (), एंट्रॉपी (), गिब्स मुक्त ऊर्जा । ()

पथ फलन) Path Function कार्य : ये प्रणाली के परिवर्तित होने की प्रक्रिया पर निर्भर करते हैं। उदाहरण :

(), ऊष्मा । ()

ऊष्मागतिकी का प्रथम नियम) First Law of Thermodynamics (

1. कथन (Statement)

ऊष्मागतिकी का प्रथम नियम ऊर्जा संरक्षण के सिद्धांत पर आधारित है। इसे विभिन्न रूपों में व्यक्त किया जा सकता है:

1. ऊर्जा का न तो सृजन किया जा सकता है और न ही नष्ट किया जा सकता है, यह केवल एक रूप से दूसरे रूप में परिवर्तित होती है।

2. प्रणाली को दी गई ऊष्मा (Q) का कुछ भाग आंतरिक ऊर्जा (ΔU) में वृद्धि करता है और शेष भाग प्रणाली द्वारा कार्य (W) करने में प्रयुक्त होता है।

2. गणितीय रूप (Mathematical Formulation)

$$\Delta U = Q - W$$

= आंतरिक ऊर्जा में परिवर्तन

= प्रणाली को दी गई ऊष्मा

= प्रणाली द्वारा किया गया कार्य

यदि प्रणाली पर कार्य किया जाता है-) तो का मान नकारात्मक , ve होगा। (

यदि प्रणाली कार्य करती है+) तो का मान धनात्मक , ve होगा। (

ऊष्मागतिकी का प्रथम नियम के अनुप्रयोग

1. समतापी प्रक्रम (Isothermal Process)

तापमान स्थिर रहता है।

आंतरिक ऊर्जा परिवर्तन = () 0।

प्रथम नियम:

$$Q = W$$

2. रुद्धोष्मीय प्रक्रम (Adiabatic Process)

ऊष्मा का कोई आदानप्रदान नहीं होता।-

प्रथम नियम:

$$\Delta U = -W$$

3. समदाबिक प्रक्रम (Isobaric Process) दाब स्थिर रहता है।

इस स्थिति में एन्थैल्पी : को उपयोग किया जाता है ()

$$\Delta H = Q_p$$

4. समवॉलकीय प्रक्रम (Isochoric Process)

आयतन स्थिर रहता है।

इस स्थिति में:

$$\Delta U = Q_v$$

ऊष्मागतिकी के प्रथम नियम की सीमाएँ

1. यह कार्य एवं ऊष्मा की मात्रात्मक गणना तो करता है, लेकिन यह नहीं बताता कि कोई प्रक्रिया स्वतः होगी या नहीं।
2. यह ऊर्जा के संरक्षण को दर्शाता है लेकिन प्रक्रिया की दिशा के बारे में कोई जानकारी नहीं देता।

निष्कर्ष

ऊष्मागतिकी का प्रथम नियम ऊर्जा संरक्षण पर आधारित है और किसी भी ऊष्मागतिक प्रणाली के लिए अत्यंत महत्वपूर्ण है। यह हमें बताता है कि ऊष्मा और कार्य के बीच क्या संबंध होता है और ऊर्जा कैसे रूपांतरित होती है।

अगर आपको इस विषय के किसी विशेष भाग पर और विस्तृत जानकारी चाहिए! तो बताइए ,

ऊष्मागतिकी) द्वितीय भाग -Second Part of Thermodynamics (- B.Sc द्वितीय वर्ष .
) Chemistry (

ऊष्मागतिकी के दूसरे भाग में मुख्य रूप से ऊष्मागतिकी का द्वितीयतृतीय और गिब्स मुक्त ऊर्जा , ा से संबंधित अवधारणाओं का अध्ययन किया जाता है।

ऊष्मागतिकी का द्वितीय नियम) Second Law of Thermodynamics (

परिचय:

ऊष्मागतिकी का प्रथम नियम केवल ऊर्जा संरक्षण) Law of Conservation of Energy की व्याख्या (लेकिन यह नहीं बताता कि कोई प्रक्रिया संभव होगी , करता है या नहीं। द्वितीय नियम किसी ऊष्मागतिक प्रक्रिया की स्वाभाविकता) Spontaneity और ऊष्मा प्रवाह की दिशा को निर्धारित करता है। (

1. विभिन्न कथन (Statements of Second Law of Thermodynamics)

(i) क्लॉसियस का कथन (Clausius Statement)

"ऊष्मा स्वतः ठंडे पिंड से गर्म पिंड की ओर प्रवाहित नहीं हो सकती, जब तक कि कोई बाहरी कार्य न किया जाए।"

उदाहरण :

रेफ्रिजरेटर में ऊष्मा को ठंडे भाग से बाहर निकालने के लिए विद्युत ऊर्जा की आवश्यकता होती है। (बाहरी कार्य)

(ii) केल्विन-प्लांक का कथन (Kelvin-Planck Statement)

"कोई भी ऊष्मा इंजन संपूर्ण रूप से ऊष्मा को कार्य में नहीं बदल सकता; कुछ ऊष्मा हमेशा परिवेश में व्यर्थ जाती है।"

उदाहरण :

किसी भी इंजन की दक्षता 100% नहीं हो सकती क्योंकि कुछ ऊर्जा व्यर्थ में निकल जाती है।

एंट्रॉपी) Entropy और इसका महत्व (

1. एंट्रॉपी क्या है?

एंट्रॉपी किसी () प्रणाली में अव्यवस्था) Disorder) या अनिश्चितता (Randomness का माप है। (

जब कोई प्रक्रिया स्वतः होती है तो प्रणाली की कुल एंट्रॉपी बढ़ती है। ,

गैस अवस्था में एंट्रॉपी सबसे अधिक होती है क्योंकि इसमें कणों की गति और अनिश्चितता अधिक होती है। ,

2. एंट्रॉपी परिवर्तन (Entropy Change) का सूत्र:

$$\Delta S = \frac{Q_{\text{rev}}}{T}$$

= एंट्रॉपी परिवर्तन

= प्रत्यावर्ती (Reversible) प्रक्रिया में दी गई ऊष्मा

= तापमान (केल्विन में)

3. एंट्रॉपी परिवर्तन की व्याख्या:

जब गैस फैलती है तो एंट्रॉपी बढ़ती है। ,

जब किसी ठोस का गलन या किसी द्रव का वाष्पीकरण होता है तो एंट्रॉपी बढ़ती है। ,

यदि कोई अभिक्रिया स्वतः होती है बढ़ती है। () तो कुल एंट्रॉपी ,

$$\Delta S_{\text{universe}} = \Delta S_{\text{system}} + \Delta S_{\text{surroundings}}$$

→ प्रक्रिया स्वतः होगी।

→ प्रक्रिया स्वतः नहीं होगी।

ऊष्मागतिकी का तृतीय नियम) Third Law of Thermodynamics (

1. कथन (Statement of Third Law of Thermodynamics)

"परिपूर्ण शून्य (Absolute Zero) तापमान () पर, किसी शुद्ध क्रिस्टलीय ठोस की एंट्रॉपी शून्य होती है।"

2. इसका अर्थ:

जब तापमान पर (परिपूर्ण शून्य) पहुंचता है तो सभी आणविक गति समाप्त हो जाती है और कोई अव्यवस्था नहीं , जिससे एंट्रॉपी भी शून्य हो जाती है। , बचती

यह नियम एंट्रॉपी के मानों की गणना करने में सहायक होता है।

गिब्स मुक्त ऊर्जा) Gibbs Free Energy) और स्वतःता (Spontaneity (

1. गिब्स मुक्त ऊर्जा का सूत्र:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

= गिब्स मुक्त ऊर्जा परिवर्तन

= एन्थैल्पी परिवर्तन

= तापमान (केल्विन में)

= एंट्रॉपी परिवर्तन

2. प्रक्रिया की स्वतःता (Spontaneity) का निर्धारण:

यदि प्रक्रिया स्वतः होगी। →

यदि प्रक्रिया स्वतः नहीं होगी। →

यदि → प्रक्रिया संतुलन) Equilibrium में होगी। (

विशेष:

उष्माक्षेपी अभिक्रिया) और (अव्यवस्था बढ़ती है) → प्रक्रिया स्वतः होगी।

(उष्माशोषी अभिक्रिया) और → प्रक्रिया स्वतः नहीं होगी।

ऊष्मागतिकी के द्वितीय और तृतीय नियमों के अनुप्रयोग) Applications of Second and Third Law of Thermodynamics)

1. ऊष्मा इंजनों की दक्षता का निर्धारण।
2. रासायनिक अभिक्रियाओं की स्वतःता की भविष्यवाणी।
3. गैसों के प्रसार और मिश्रण की व्याख्या।
4. एंट्रॉपी के माध्यम से विभिन्न पदार्थों की अवस्थाओं की तुलना।
5. ठोस पदार्थों की संरचना और तापमान के प्रभाव को समझने में सहायक।

निष्कर्ष

ऊष्मागतिकी का द्वितीय और तृतीय नियम यह समझने में सहायता करता है कि ऊष्मा कैसे प्रवाहित होती है प्रक्रियाएँ , और किसी प्रणाली की एंट्रॉपी कैसे बदलती है। गिब्स मुक्त ऊर्जा का उपयोग करके हम यह , क्यों स्वतः होती हैं अनुमान लगा सकते हैं कि कोई रासायनिक अभिक्रिया अपने आप होगी या नहीं।-

यदि आपको किसी विशेष भाग पर और अधिक जानकारी चाहिए तो बताइए!

अध्याय 4

विद्युत रसायन 1 भाग - (Electrochemistry Part1 (- B.Sc) द्वितीय वर्ष .Chemistry(

परिचय:

विद्युत रसायन) Electrochemistry (रसायन विज्ञान की वह शाखा है जिसमें रासायनिक ऊर्जा और विद्युत ऊर्जा के परस्पर परिवर्तन का अध्ययन किया जाता है।

इसका अध्ययन मुख्य रूप से वैद्युत अपघटन) Electrolysis रासायनिक कोशिकाओं-और वैद्युत () Electrochemical Cells पर केंद्रित होता है। (

1. विद्युत चालकता (Electrical Conductance)

किसी पदार्थ की विद्युत धारा प्रवाहित करने की क्षमता को विद्युत चालकता) Conductance कहते हैं। (

(i) चालक (Conductors) के प्रकार

1. धात्विक चालक (Metallic Conductors)

इनमें मुक्त इलेक्ट्रॉनों द्वारा धारा प्रवाहित होती है।

उदाहरण : तांबा) Cu (, चांदी) Ag (

2. वैद्युत अपघटन चालक (Electrolytic Conductors)

इनमें आयनों के प्रवाह द्वारा धारा प्रवाहित होती है।

उदाहरण : NaCl (पिघला हुआ या जलीय विलयन में)

2. वैद्युत अपघटन (Electrolysis) और फाराडे के नियम

वैद्युत अपघटन) किसी विद्युत अपघट्य (Electrolyte) के जलीय विलयन या पिघले हुए रूप में विद्युत द्वारा प्रवाहित करने पर उसमें रासायनिक अभिक्रिया घटित होती है।

(i) फाराडे के प्रथम नियम (Faraday's First Law of Electrolysis)

"किसी इलेक्ट्रोड पर निक्षेपित (Deposited) पदार्थ की मात्रा प्रवाहित आवेश (Charge) के अनुपात में होती है।"

$$m = ZQ$$

जहाँ,

= निक्षेपित पदार्थ की मात्रा (ग्राम में)

= विद्युत-रासायनिक तुल्यांक (Electrochemical Equivalent)

= प्रवाहित आवेश (कूलॉम्ब में)

चूँकि होता है: अतः, $m = ZIt$ (जहाँ, I = धारा की तीव्रता (Ampere में), t = समय (सेकंड में))

(ii) फाराडे का द्वितीय नियम (Faraday's Second Law of Electrolysis)

"यदि विभिन्न विद्युत अपघट्यों से समान आवेश प्रवाहित किया जाए, तो निक्षेपित पदार्थों का द्रव्यमान उनके रासायनिक तुल्यता (Equivalent Weight) के अनुपात में होता है।"

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{E_1}{E_2}$$

(जहाँ, निक्षेपित पदार्थों के द्रव्यमान और उनके तुल्यता भार हैं।)

3. विद्युत-रासायनिक कोशिकाएँ (Electrochemical Cells)

(i) गैल्वेनिक कोशिका (Galvanic Cell या Voltaic Cell)

यह वह कोशिका होती है जिसमें रासायनिक ऊर्जा को विद्युत ऊर्जा में बदला जाता है।

इसमें स्वतः रेडॉक्स अभिक्रिया (Spontaneous Redox Reaction) होती है। (

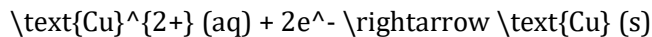
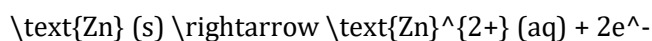
उदाहरण) डेनियल कोशिका : Daniell Cell (

डेनियल कोशिका का प्रतिकात्मक निरूपण:



अभिक्रियाएँ:

एनोड : (ऑक्सीकरण)



नेट अभिक्रिया :



(ii) इलेक्ट्रोलाइटिक कोशिका (Electrolytic Cell)

यह वह कोशिका होती है जिसमें विद्युत ऊर्जा का उपयोग करके रासायनिक अभिक्रिया कराई जाती है।

इसमें बाहरी स्रोत से विद्युत धारा प्रवाहित करके अपचयन/ऑक्सीकरण कराया जाता है।-

उदाहरण) पानी का विद्युत अपघटन : Electrolysis of Water।(

4. इलेक्ट्रोड विभव (Electrode Potential) और निर्वात विभव (Standard Electrode Potential, E°)

इलेक्ट्रोड विभव किसी धातु को उसके आयनिक विलयन में डुबोने पर उत्पन्न विद्युत विभव को इलेक्ट्रोड विभव कहते हैं।

(i) निर्वात इलेक्ट्रोड विभव (Standard Electrode Potential,)

निर्वात अवस्था में 1 M , विलयन Matm दाब इलेक्ट्रोड विभव को निर्वात विभव कहते हैं। (

किसी अज्ञात इलेक्ट्रोड के निर्वात विभव को मापने के लिए हाइड्रोजन इलेक्ट्रोड) Standard Hydrogen Electrode , SHE का उपयोग किया जाता है। (

(ii) निर्वात इलेक्ट्रोड विभव की गणना:

$$E_{\text{cell}}^\circ = E_{\text{cathode}}^\circ - E_{\text{anode}}^\circ$$

यदि धनात्मक है तो कोशिका स्वतः कार्य करेगी। ,

5. नेन्स्ट समीकरण (Nernst Equation)

यदि कोई कोशिका मानक स्थितियों पर कार्य नहीं कर रही हो : तो इसका विभव नेन्स्ट समीकरण से निकाला जाता है ,

$$E = E^\circ - \frac{0.0591}{n} \log \frac{[\text{Oxidized form}]}{[\text{Reduced form}]}$$

(जहाँ, = अभिक्रिया में स्थानांतरित इलेक्ट्रॉनों की संख्या।)

6. विद्युत रसायन के अनुप्रयोग (Applications of Electrochemistry)

1. बैटरियों और सेल – जैसे लेड-एसिड बैटरी, लिथियम-आयन बैटरी।

2. धातुओं की इलेक्ट्रोप्लेटिंग (Electroplating)।
3. विभिन्न धातुओं का शुद्धिकरण (Electrorefining)।
4. ईंधन कोशिकाओं (Fuel Cells) का निर्माण।
5. विद्युत अपघटन द्वारा रासायनिक यौगिकों का संश्लेषण।

निष्कर्ष:

विद्युत रसायन विद्युत और रासायनिक ऊर्जा के परस्पर परिवर्तन का अध्ययन करता है। गैल्वेनिक और इलेक्ट्रोलाइटिक कोशिकाएँ महत्वपूर्ण हैं और नेन्स्ट समीकरण कोशिका विभव की गणना में सहायक होता है। फाराडे के नियम विद्युत अपघटन की मात्रात्मक व्याख्या करते हैं।

अगर आपको किसी विशेष विषय पर अधिक जानकारी चाहिए तो , बताइए!

विद्युत रसायन 2 भाग - (Electrochemistry Part2 (- इलेक्ट्रोड अभिक्रिया) Electrode Reactions (- B.Sc) द्वितीय वर्ष .Chemistry(

परिचय:

विद्युत रसायन में इलेक्ट्रोड अभिक्रियाएँ (Electrode Reactions बहुत महत्वपूर्ण होती हैं। ये अभिक्रियाएँ () रासायनिक कोशिका-किसी विद्युत Electrochemical Cell) में ऑक्सीकरण (Oxidation और () अपचयन Reduction की प्रक्रियाओं को दर्शाती हैं। (

इलेक्ट्रोड अभिक्रियाएँ मुख्य रूप से गैल्वेनिक कोशिका) Galvanic Cell और इलेक्ट्रोलाइटिक कोशिका () Electrolytic Cell में होती हैं। (

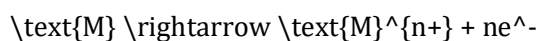
1. इलेक्ट्रोड अभिक्रियाएँ (Electrode Reactions) क्या हैं?

इलेक्ट्रोड पर होने वाली अभिक्रियाओं में इलेक्ट्रॉनों का स्थानांतरण होता है जिससे विद्युत धारा उत्पन्न होती है। ,

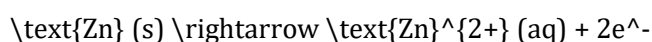
(i) ऑक्सीकरण अभिक्रिया (Oxidation Reaction) – एनोड पर

एनोड) Anode पर ऑक्सीकरण होता है। (

इसमें कोई पदार्थ इलेक्ट्रॉनों को खोता है) Loss of Electrons। (



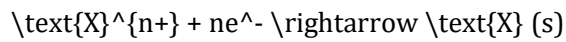
उदाहरण:



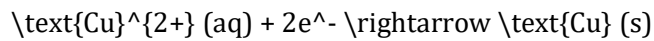
(ii) अपचयन अभिक्रिया (Reduction Reaction) – कैथोड पर

कैथोड) Cathode पर अपचयन होता है। (

इसमें कोई पदार्थ इलेक्ट्रॉनों को ग्रहण करता है) Gain of Electrons (



उदाहरण :



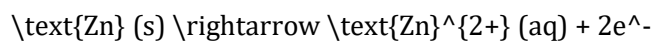
2. गैल्वेनिक कोशिका (Galvanic Cell) में इलेक्ट्रोड अभिक्रियाएँ

गैल्वेनिक कोशिका में रासायनिक ऊर्जा को विद्युत ऊर्जा में बदला जाता है।

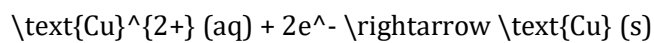
उदाहरण) डेनियल कोशिका : Daniell Cell (

यह जिंक) कॉपर-Zn-Cu: जिसमें निम्नलिखित अभिक्रियाएँ होती हैं , कोशिका है (

(i) एनोड (Anode) पर ऑक्सीकरण:



(ii) कैथोड (Cathode) पर अपचयन:



नेट अभिक्रिया :

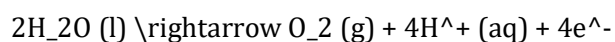


3. इलेक्ट्रोलाइटिक कोशिका (Electrolytic Cell) में इलेक्ट्रोड अभिक्रियाएँ

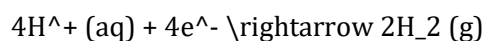
इलेक्ट्रोलाइटिक कोशिका में विद्युत ऊर्जा का उपयोग करके रासायनिक अभिक्रिया कराई जाती है

उदाहरण) पानी का विद्युत अपघटन : Electrolysis of Water (

(i) एनोड पर अभिक्रिया (ऑक्सीकरण)



(ii) कैथोड पर अभिक्रिया (अपचयन)



नेट अभिक्रिया :



4. इलेक्ट्रोड विभव (Electrode Potential) और निर्वात विभव (Standard Electrode Potential, E°)

(i) इलेक्ट्रोड विभव (Electrode Potential, E)

इलेक्ट्रोड विभव वह क्षमता होती है जिससे इलेक्ट्रोड पर ऑक्सीकरण या अपचयन की प्रवृत्ति होती है।

$$E_{\text{cell}} = E_{\text{cathode}} - E_{\text{anode}}$$

यदि धनात्मक है तो अभिक्रिया स्वतः, Spontaneous होगी। (

(ii) निर्वात इलेक्ट्रोड विभव (Standard Electrode Potential, E°)

निर्वात स्थितियों में 1 M, विलयन में 1 atm दाब पर इलेक्ट्रोड विभव को निर्वात विभव कहते हैं। (

किसी इलेक्ट्रोड के निर्वात विभव को हाइड्रोजन इलेक्ट्रोड (Standard Hydrogen Electrode, SHE) के सापेक्ष मापा जाता है।

हाइड्रोजन इलेक्ट्रोड का निर्वात विभव 0.00V माना जाता है।

निर्वात विभवों का उपयोग

यदि किसी इलेक्ट्रोड का तो वह एनोड, ऋणात्मक है E° तो वह कैथोड बनेगा और यदि, अधिक धनात्मक है E° बनेगा।

उदाहरण:

$$E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0.76\text{V}$$

$$E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0.34\text{V}$$

चूंकि जिंक का (एनोड बनेगा) इसलिए यह ऑक्सीकरण करेगा, ऋणात्मक है E° और कॉपर का, धनात्मक है E° । (कैथोड बनेगा) इसलिए यह अपचयन करेगा

5. नेन्स्ट समीकरण (Nernst Equation)

यदि कोई कोशिका मानक स्थितियों पर कार्य नहीं कर रही हो तो इलेक्ट्रोड विभव की गणना नेन्स्ट समीकरण से की जाती है

$$E = E^\circ - \frac{0.0591}{n} \log \frac{[\text{Oxidized form}]}{[\text{Reduced form}]}$$

(जहाँ, n = स्थानांतरित इलेक्ट्रॉनों की संख्या।)

उदाहरण यदि किसी कोशिका में की सांद्रता बदलकर 0.01M कर दी जाए तो इसका विभव नेन्स्ट समीकरण द्वारा निकाला जा सकता है।---

6. विद्युत रसायन के अनुप्रयोग (Applications of Electrochemistry)

1. बैटरियों और सेल – जैसे लेड-एसिड बैटरी, लिथियम-आयन बैटरी।
2. धातुओं की इलेक्ट्रोप्लेटिंग (Electroplating)।
3. धातुओं का शुद्धिकरण (Electrorefining)।
4. ईंधन कोशिकाओं (Fuel Cells) का निर्माण।
5. विद्युत अपघटन द्वारा रासायनिक यौगिकों का संश्लेषण।

निष्कर्ष

विद्युतरसायन में इलेक्ट्रोड अभिक्रियाएँ मुख्य रूप से ऑक्सीकरण और अपचयन पर आधारित होती हैं। गैल्वेनिक – जबकि इलेक्ट्रोलाइटिक कोशिकाएँ बाहरी विद्युत ऊर्जा से , कोशिकाएँ रासायनिक ऊर्जा को विद्युत ऊर्जा में बदलती हैं रासायनिक अभिक्रिया कराती हैं। नेन्स्ट समीकरण के माध्यम से किसी कोशिका विभव की गणना की जा सकती है।

अगर आपको किसी विशेष विषय पर अधिक जानकारी चाहिए! तो बताइए ,

प्रावस्था साम्य) Phase Equilibrium (– B.Sc) द्वितीय वर्ष .Chemistry(

परिचय :

प्रावस्था साम्य) Phase Equilibrium) भौतिक रसायन) Physical Chemistry , की एक शाखा है () जो विभिन्न अवस्थाओं Phases के बीच संतुलन की स्थिति का अध्ययन करती है। जब किसी बंद प्रणाली में दो या (तो इसे प्रावस्था साम्य कहा जाता है। , संतुलन में होती हैं (और गैस , द्रव , जैसे ठोस) अधिक अवस्थाएँ

1. प्रावस्था (Phase) क्या है?

कोई भी भौतिक अवस्था जिसमें पदार्थ समान संघटन) Composition) और समान भौतिक गुणों (Physical Properties) उसे प्रावस्था , वाला हो (Phase कहते हैं। (

प्रावस्थाओं के प्रकार :

1. ठोस अवस्था (Solid Phase) – जैसे बर्फ, लोहा।
2. द्रव अवस्था (Liquid Phase) – जैसे जल, पारा
3. गैस अवस्था (Gaseous Phase) – जैसे वाष्प, ऑक्सीजन गैस।

जब एक से अधिक अवस्थाएँ एक साथ उपस्थित होती हैं तो उनकी पारस्परिक स्थिति को प्रावस्था साम्य कहा जाता , है।

2. प्रावस्था साम्य के प्रकार (Types of Phase Equilibrium)

(i) ठोस-द्रव साम्य (Solid-Liquid Equilibrium)

जब किसी ठोस को गर्म किया जाता है तो वह एक निश्चित तापमान पर पिघलकर द्रव में बदल जाता है। ,

यह तापमान गलनांक)Melting Point कहलाता है। (

उदाहरण :



(ii) द्रव-गैस साम्य (Liquid-Gas Equilibrium)

जब किसी द्रव को गर्म किया जाता है तो वह वाष्पीकरण , Vaporization करता है। (

एक बंद पात्र में द्रव और उसकी वाष्प एक साम्य अवस्था में आ सकते हैं।

यह तापमान उष्णवाष्पनांक)Boiling Point कहलाता है। (

उदाहरण :



(iii) ठोस-गैस साम्य (Solid-Gas Equilibrium)

कुछ ठोस बिना द्रव अवस्था में आए सीधे गैस में बदल जाते हैं) जिसे उर्ध्वपातन , Sublimation कहते हैं। (

जब ठोस और गैस अवस्था साम्य में होती हैं गैस साम्य कहा जाता है।-तो इसे ठोस ,



3. ली शतेलियर का सिद्धांत (Le Chatelier's Principle) और प्रावस्था साम्य

ली शतेलियर का सिद्धांत :

"यदि किसी संतुलन अवस्था (Equilibrium) में कोई बाहरी परिवर्तन (जैसे तापमान, दाब, या सांद्रता में परिवर्तन) किया जाए, तो संतुलन उस परिवर्तन का प्रतिकार करने के लिए स्थानांतरित हो जाता है।"

उदाहरण :

1. तापमान का प्रभाव:

यदि तापमान बढ़ाया जाए तो वह प्रक्रिया प्रबल होगी जो ऊष्मा को अवशोषित करती है। ,

यदि तापमान घटाया जाए तो वह प्रक्रिया प्रबल होगी जो ऊष्मा उत्पन्न करती है।

2. दाब का प्रभाव:

यदि दाब बढ़ाया जाए तो संतुलन उस दिशा में जाएगा जहाँ आयतन कम हो। ,

यदि दाब घटाया जाए तो संतुलन उस दिशा में जाएगा जहाँ आयतन अधिक हो। ,

4. प्रावस्था आरेख (Phase Diagram)

(i) एक संघटक प्रणाली (One Component System)

जल प्रणाली (Water System) का प्रावस्था आरेख (Phase Diagram): तीन अवस्थाओं को दर्शाता है (

1. त्रिक बिंदु (Triple Point): वह बिंदु जहाँ ठोस, द्रव, और गैस सभी साम्य में होते हैं। (H_2O के लिए $0.01^\circ C$, 4.58 mmHg)

2. साम्य रेखाएँ (Equilibrium Lines): वे रेखाएँ जो विभिन्न प्रावस्थाओं के बीच संतुलन को दर्शाती हैं।

5. प्रावस्था साम्य के अनुप्रयोग (Applications of Phase Equilibrium)

1. उद्योगों में विलयन पृथक्करण (Separation Processes)

वाष्पीकरण और संघनन का उपयोग औद्योगिक विलयन पृथक्करण में किया जाता है।

2. धातुकर्म (Metallurgy) में उपयोग

धातु मिश्रधातुओं (Alloys) के निर्माण में प्रावस्था साम्य का अध्ययन किया जाता है। (

3. भोजन संरक्षण (Food Preservation)

खाद्य पदार्थों को जमाने (Freezing) और सुखाने (Drying) में प्रावस्था साम्य का उपयोग किया जाता है। (

4. औषधि उद्योग (Pharmaceutical Industry)

दवाओं की स्थिरता और उनके भंडारण में प्रावस्था साम्य महत्वपूर्ण होता है।

6. निष्कर्ष:

प्रावस्था साम्य तब बनता है जब दो या अधिक अवस्थाएँ संतुलन में होती हैं।

यह ठोस-गैस के रूप में हो सकता है।-और ठोस , गैस-द्रव , द्रव-

ली शातेलियर का सिद्धांत साम्य पर बाहरी प्रभावों को समझने में सहायक होता है।

प्रावस्था आरेख विभिन्न अवस्थाओं के साम्य को दर्शाने के लिए

द्विअंगीय विलयन (Binary Solution) (- B.Sc) द्वितीय वर्ष .Chemistry(

परिचय :

वह विलयन जिसमें दो अवयव (Components) उसे द्विअंगीय विलयन , उपस्थित होते हैं (Binary Solution) जातहइसमेंएक अवयव विलेय (Solute) और दूसरा विलायक (Solvent) होता है। (

उदाहरण :

चीनी (शर्करा विलयन) जल +

नमक (सोडियम क्लोराइड विलयन) जल +

ऑक्सीजन (वायु में गैस मिश्रण) नाइट्रोजन +

1. द्विअंगीय विलयन के प्रकार (Types of Binary Solution)

(i) विलायक और विलेय की अवस्थाओं के आधार पर वर्गीकरण

(ii) मिश्रण की प्रकृति के आधार पर

1. समान्य विलयन (Ideal Solution):

इसमें रॉल्ट के नियम (Raoult's Law) का पालन होता है। (

उदाहरण हेप्टेन + हेक्सेन , टोल्यून + बेंजीन :

2. असमान्य विलयन (Non-Ideal Solution):

इसमें रॉल्ट के नियम का पालन नहीं होता।

इसमें आयतन परिवर्तन और ऊष्मा अवशोषण उत्सर्जन होता है।/

उदाहरण क्लोरोफॉर्म + एसिटोन , जल + ऐल्कोहल :

2. द्विअंगीय विलयन में रॉल्ट का नियम (Raoult's Law in Binary Solution)

रॉल्ट का नियम :

"किसी द्विअंगीय विलयन में, किसी घटक (Component) का आंशिक वाष्प दाब उसके मोल भांश (Mole Fraction) के अनुपात में होता है।"

गणितीय निरूपण

$$P_A = P_A^0 \times X_A$$

$$P_B = P_B^0 \times X_B]$$

जहाँ,

= घटक A का आंशिक वाष्प दाब।

= शुद्ध घटक A का वाष्प दाब।

= विलयन में घटक A का मोल भांश।

कुल वाष्प दाब:

$$P_{\text{total}} = P_A + P_B$$

रॉल्ट के नियम के अनुप्रयोग:

1. वाष्प दाब कम करने के लिए।
2. उबालने और जमने के बिंदु में परिवर्तन की व्याख्या के लिए।
3. आदर्श और अनादर्श विलयनों को समझने के लिए।
3. द्विअंगीय विलयन में कोलिगेटिव गुण (Colligative Properties in Binary Solution)

कोलिगेटिव गुण वे भौतिक गुण हैं जो केवल विलेय कणों की संख्या पर निर्भर करते हैं उनकी प्रकृति पर नहीं। ,

(i) वाष्प दाब का अवनमन (Lowering of Vapor Pressure):

विलेय मिलाने से विलयन का वाष्प दाब कम हो जाता है।

रॉल्ट का नियम द्वारा समझाया जाता है।

(ii) स्फुटनांक वृद्धि (Elevation in Boiling Point):

विलेय जोड़ने से विलयन का स्फुटनांक बढ़ता है।

सूत्र:

$$\Delta T_b = K_b \times m$$

= मोललता

(iii) स्फटनांक अवनमन (Depression in Freezing Point):

विलेय जोड़ने से विलयन का स्फटनांक घटता है।

सूत्र:

$$\Delta T_f = K_f \times m$$

= मोललता

(iv) परासरण दाब (Osmotic Pressure):

विलयन में परासरण दाब उत्पन्न होता है।

वान 't हॉफ समीकरण :

$$\Delta T_f = K_f \cdot m$$

= सार्वत्रिक गैस नियतांक

= तापमान

4. द्विअंगीय विलयन के उपयोग (Applications of Binary Solution)

1. औषधि निर्माण में:

दवाओं के विलयन बनाने के लिए।

2. रसायन उद्योग में:

विलयन आधारित अभिक्रियाओं में।

3. भोजन एवं पेय पदार्थों में:

चायसोडा ड्रिंक , कॉफी ,

4. पर्यावरणीय अध्ययन में:

वायु प्रदूषण और जल प्रदूषण का अध्ययन।

5. निष्कर्ष:

द्विअंगीय विलयन दो घटकों से मिलकर बन (विलेय और विलायक) ता है।

यह विभिन्न प्रकार के होते हैं जैसे आदर्श और अनादर्श विलयन। ,

इनमें रॉल्ट के नियम और कोलिगेटिव गुण लागू होते हैं।

इनका उपयोग रसायन उद्योगचिकित्सा और भोजन निर्माण में किया जाता है। ,

यदि आपको इस विषय के किसी विशेष भाग पर अधिक जानकारी चाहिए! तो बताइए ,

