FREE DEMO SAMPLE

Guessing Paper 2026-27 Demo Set

B.Sc. · Semester 1 · Fundamental Chemistry-I

SGGV Sarguja — संत गहिरा गुरु विश्वविद्यालय, सरगुजा

यह सिर्फ़ एक डेमो सेट है 📘

इस डेमो से आप हमारे उत्तरों की क्वालिटी और पेपर का फ़ॉर्मेट देख सकते हैं। **असली 3 पूरे Guessing Paper सेट** (Set A, B, C) सिर्फ़ **Pariksha Pass App** में मिलते हैं:

- हर विषय के **3 पूरे सेट** — Most Probable, Highly Likely और Alternate
- हर प्रश्न का **सटीक मॉडल उत्तर** — हिंदी और English दोनों में
- **Year Tag** — जो प्रश्न पहले यूनिवर्सिटी परीक्षा में आ चुके हैं
- आपकी **यूनिवर्सिटी के पैटर्न** पर — पूरा सिलेबस कवर

▶ **Pariksha Pass App डाउनलोड करें**
यहाँ टैप करें — Google Play पर उपलब्ध

QR स्कैन करें

इस डेमो के प्रश्न असली Set A/B/C से नहीं लिए गए हैं। कोई भी पेपर परीक्षा में प्रश्न आने की गारंटी नहीं देता — इसे पाठ्यपुस्तक के साथ अभ्यास के लिए उपयोग करें। · Free sample shared on cguniversities.com

DEMO SAMPLE – NOT FROM THE ACTUAL SETS
डेमो नमूना – वास्तविक सेटों के प्रश्न इसमें नहीं हैं

Paper Code: **CHSC-01T**
Demo Set

Roll No. | | | | | | | | | |

SANT GAHIRA GURU VISHWAVIDYALAYA, SARGUJA (C.G.)
संत गहिरा गुरु विश्वविद्यालय, सरगुजा (छ.ग.)

B.Sc. (First Semester) Examination, Nov.–Dec. 2026
बी.एस.सी. (प्रथम सेमेस्टर) परीक्षा, नवम्बर–दिसम्बर 2026

FUNDAMENTAL CHEMISTRY-I
मूलभूत रसायन विज्ञान-I

Time / **समय** : 3 Hours	Maximum Marks / **पूर्णांक** : 70

DEMO SAMPLE – not from the actual sets · prepared by Online Student Seva to show the paper format and answer quality · not an official University question paper

Instructions:

1. Section A: Q.1 (objective) is compulsory. All 5 short-answer questions in Q.2 are compulsory.
2. Section B: attempt **one** question from each unit (Q.3 to Q.6); each has an internal choice.
3. Figures in the right margin show full marks. Draw neat, labelled diagrams wherever necessary.

निर्देश : खण्ड-अ में प्रश्न 1 अनिवार्य है; प्रश्न 2 के सभी 5 प्रश्न अनिवार्य हैं। खण्ड-ब में प्रत्येक इकाई से **एक** प्रश्न हल करें (प्रश्न 3 से 6), सभी में आंतरिक विकल्प है। दाईं ओर के अंक पूर्णांक दर्शाते हैं। आवश्यकतानुसार स्वच्छ व नामांकित चित्र बनाएँ।

SECTION – A / खण्ड – अ

Q.1 **Choose the correct answer.** सही उत्तर चुनिए। 10 × 1 = 10

(1) The maximum number of electrons that can be accommodated in the shell with principal quantum number n = 3 is:
मुख्य क्वांटम संख्या n = 3 वाले कोश में अधिकतम कितने इलेक्ट्रॉन समा सकते हैं?

(a) 18 / 18 (b) 8 / 8
(c) 32 / 32 (d) 9 / 9

(2) Which element has the highest electronegativity on Pauling's scale?
पॉलिंग पैमाने पर किस तत्व की विद्युत ऋणात्मकता सर्वाधिक है?

(a) Oxygen / ऑक्सीजन (b) Chlorine / क्लोरीन
(c) Nitrogen / नाइट्रोजन (d) Fluorine / फ्लोरीन

(3) The number of radial nodes in a 3s orbital is:
3s कक्षक में त्रिज्य नोड (radial nodes) की संख्या है:

(a) 0 / 0 (b) 1 / 1
(c) 2 / 2 (d) 3 / 3

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

(4) Which of the following species is isoelectronic with carbon monoxide (CO)?
निम्नलिखित में से कौन-सी स्पीशीज़ कार्बन मोनोऑक्साइड (CO) के साथ समइलेक्ट्रॉनिक है?

(a) N_2 / N_2 (b) O_2 / O_2
(c) NO / NO (d) F_2 / F_2

(5) Which of the following molecules is paramagnetic?
निम्नलिखित में से कौन-सा अणु अनुचुंबकीय है?

(a) N_2 / N_2 (b) CO / CO
(c) F_2 / F_2 (d) O_2 / O_2

(6) The number of sigma (σ) and pi (π) bonds in an ethene (C_2H_4) molecule is:
एथीन (C_2H_4) अणु में सिग्मा (σ) और पाई (π) आबंधों की संख्या है:

(a) 4 σ and 2 π / 4 σ और 2 π (b) 5 σ and 1 π / 5 σ और 1 π
(c) 6 σ and 0 π / 6 σ और 0 π (d) 3 σ and 3 π / 3 σ और 3 π

(7) Lithium imparts which colour to a flame?
लिथियम ज्वाला को कौन-सा रंग प्रदान करता है?

(a) Golden yellow / सुनहरा पीला (b) Violet / बैंगनी
(c) Crimson red / गहरा लाल (क्रिमसन) (d) Brick red / ईंट जैसा लाल

(8) The basicity of phosphorous acid (H_3PO_3) is:
फॉस्फोरस अम्ल (H_3PO_3) की क्षारकता है:

(a) 1 / 1 (b) 2 / 2
(c) 3 / 3 (d) 4 / 4

(9) A racemic mixture is optically inactive because of:
रेसेमिक मिश्रण प्रकाशतः निष्क्रिय होता है, इसका कारण है:

(a) Internal compensation / आंतरिक प्रतिकार (b) External compensation / बाह्य प्रतिकार
(c) Absence of a chiral carbon / किरल कार्बन का अभाव (d) Presence of a plane of symmetry / सममिति तल की उपस्थिति

(10) The maximum number of optical isomers possible for a compound having three different chiral centres is:
तीन भिन्न किरल केंद्रों वाले यौगिक के अधिकतम कितने प्रकाशिक समावयवी संभव हैं?

(a) 3 / 3 (b) 6 / 6
(c) 8 / 8 (d) 9 / 9

Q.2 Answer the following questions. निम्नलिखित प्रश्नों के उत्तर दीजिए। 5 × 4 = 20

(a) Arrange the isoelectronic ions N^{3-}, O^{2-}, F^-, Na^+, Mg^{2+} and Al^{3+} in decreasing order of ionic radius and explain. 4
समइलेक्ट्रॉनिक आयनों N^{3-}, O^{2-}, F^-, Na^+, Mg^{2+} तथा Al^{3+} को आयनिक त्रिज्या के घटते क्रम में लिखिए और कारण समझाइए।

(b) Distinguish between sigma (σ) and pi (π) bonds. 4
सिग्मा (σ) तथा पाई (π) आबंधों में अंतर स्पष्ट कीजिए।

(c) What are carbides? Classify them with one example of each and give the hydrolysis of CaC_2 and Al_4C_3. 4
कार्बाइड क्या हैं? प्रत्येक के एक उदाहरण सहित इनका वर्गीकरण कीजिए तथा CaC_2 और Al_4C_3 का जलअपघटन लिखिए।

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

(d) Compare the normal oxide, peroxide and superoxide of alkali metals with one example of each. 4
क्षार धातुओं के सामान्य ऑक्साइड, परऑक्साइड तथा सुपरऑक्साइड की तुलना प्रत्येक के एक उदाहरण सहित कीजिए।

(e) Differentiate between enantiomers and diastereomers. 4
प्रतिबिंब समावयवी (एनैन्टिओमर) तथा अप्रतिबिंब समावयवी (डायस्टिरियोमर) में अंतर कीजिए।

SECTION – B / खण्ड – ब

Long answer questions · one question from each unit with internal choice / **दीर्घ उत्तरीय प्रश्न**

Q.3 What is an atomic orbital? Explain the shapes of s, p and d orbitals. What are radial and angular nodes? Give the number of nodes in 1s, 2s, 2p, 3s, 3p and 3d orbitals. 10
परमाणु कक्षक क्या है? s, p तथा d कक्षकों की आकृतियाँ समझाइए। त्रिज्य तथा कोणीय नोड क्या हैं? 1s, 2s, 2p, 3s, 3p तथा 3d कक्षकों में नोडों की संख्या बताइए।

OR / अथवा

Define electronegativity. Describe the Mulliken and Allred-Rochow scales of electronegativity. Explain the factors affecting it and its applications.
विद्युत ऋणात्मकता की परिभाषा दीजिए। विद्युत ऋणात्मकता के मुलिकेन तथा ऑलरेड-रोचॉ पैमानों का वर्णन कीजिए। इसे प्रभावित करने वाले कारकों तथा इसके अनुप्रयोगों को समझाइए।

Q.4 Draw the molecular orbital energy level diagram of the heteronuclear diatomic molecule CO. Calculate its bond order and discuss its magnetic behaviour. How does the MO picture of NO differ from that of CO? 10
विषमनाभिकीय द्विपरमाणुक अणु CO का आण्विक कक्षक ऊर्जा स्तर आरेख बनाइए। इसकी आबंध कोटि की गणना कीजिए तथा चुंबकीय व्यवहार की विवेचना कीजिए। NO का MO चित्र CO से किस प्रकार भिन्न है?

OR / अथवा

State the radius ratio rule. Derive the limiting radius ratio for octahedral coordination and show how it predicts the structures of NaCl, CsCl and ZnS. Mention its limitations.
त्रिज्या अनुपात नियम बताइए। अष्टफलकीय उप-सहसंयोजन के लिए सीमांत त्रिज्या अनुपात व्युत्पन्न कीजिए तथा दिखाइए कि यह NaCl, CsCl एवं ZnS की संरचनाओं की कैसे भविष्यवाणी करता है। इसकी सीमाएँ लिखिए।

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

Q.5 Describe the structures, basicity and important reactions of the oxyacids of phosphorus: hypophosphorous, phosphorous and orthophosphoric acid. How are they prepared? 10
फॉस्फोरस के ऑक्सी-अम्लों: हाइपोफॉस्फोरस, फॉस्फोरस तथा ऑर्थोफॉस्फोरिक अम्ल की संरचनाएँ, क्षारकता एवं महत्वपूर्ण अभिक्रियाएँ बताइए। इनका विरचन कैसे किया जाता है?

OR / अथवा

Classify hydrides. Describe the preparation, structure and properties of ionic, covalent and interstitial hydrides with suitable examples, and explain the periodic trends in the properties of covalent hydrides.
हाइड्राइडों का वर्गीकरण कीजिए। आयनिक, सहसंयोजी तथा अंतराकाशी हाइड्राइडों के विरचन, संरचना एवं गुणों का उपयुक्त उदाहरणों सहित वर्णन कीजिए तथा सहसंयोजी हाइड्राइडों के गुणों में आवर्ती प्रवृत्तियाँ समझाइए।

Q.6 What are conformations? Explain the conformations of ethane and n-butane using Newman projections and draw the potential energy diagram of n-butane. Which conformation is the most stable and why? 10
संरूपण (कन्फॉर्मेशन) क्या हैं? न्यूमैन प्रक्षेपणों की सहायता से एथेन तथा n-ब्यूटेन के संरूपण समझाइए और n-ब्यूटेन का स्थितिज ऊर्जा आरेख बनाइए। कौन-सा संरूपण सर्वाधिक स्थायी है और क्यों?

OR / अथवा

What is a racemic mixture? Define racemisation and resolution. Describe the methods used to resolve a racemic mixture into its enantiomers, with examples.
रेसेमिक मिश्रण क्या है? रेसेमीकरण तथा वियोजन (रेज़ोल्यूशन) की परिभाषा दीजिए। रेसेमिक मिश्रण को उसके प्रतिबिंब समावयवियों में पृथक करने की विधियों का उदाहरण सहित वर्णन कीजिए।

— END OF QUESTION PAPER · प्रश्न-पत्र समाप्त —

DEMO SAMPLE · ONLINE STUDENT SEVA

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

Syllabus Coverage & Reference Books पाठ्यक्रम कवरेज एवं संदर्भ ग्रंथ

This paper follows the official **Fundamental Chemistry-I** syllabus (CHSC-01T) of the Chhattisgarh Higher Education Department (NEP-2020). The table shows what each unit contains and where this paper tests it.

Unit	Syllabus content (as prescribed)	Questions in this set
1	**Ancient Indian Chemistry, Atomic Structure and Periodic Properties** Chemical techniques and ancient Indian chemists (Kanad, Nagarjuna, Vagbhatta, Charak Samhita, P.C. Ray); Bohr's theory and limitations, de Broglie equation, Heisenberg's uncertainty principle; quantum numbers, Pauli, Hund, Aufbau rules, electronic configurations; effective nuclear charge, Slater rules, atomic radii, ionization energy, electron affinity, electronegativity. **प्राचीन भारतीय रसायन, परमाणु संरचना एवं आवर्ती गुण** — प्राचीन भारत की रासायनिक तकनीकें एवं भारतीय रसायनज्ञ (कणाद, नागार्जुन, वाग्भट्ट, चरक संहिता, पी.सी. राय); बोर सिद्धांत एवं सीमाएँ, डी-ब्रोग्ली समीकरण, हाइजेनबर्ग अनिश्चितता सिद्धांत; क्वांटम संख्याएँ, पाउली, हुंड, आफबाउ नियम, इलेक्ट्रॉनिक विन्यास; प्रभावी नाभिकीय आवेश, स्लेटर नियम, परमाणु त्रिज्या, आयनन ऊर्जा, इलेक्ट्रॉन बंधुता, विद्युतऋणात्मकता	Q.1(1), Q.1(2), Q.1(3), Q.2(a), Q.3
2	**Chemical Bonding - I** Ionic bonding, lattice and solvation energy, Born-Haber cycle, polarizing power, Fajan's rules; covalent bonding, Lewis structures, VBT, hybridization, dipole moment, VSEPR; MO theory of homo- and hetero-diatomic molecules; weak chemical forces and hydrogen bonding. **रासायनिक आबंधन - I** — आयनिक आबंध, जालक एवं विलायकन ऊर्जा, बोर्न-हेबर चक्र, ध्रुवण क्षमता, फाजान के नियम; सहसंयोजी आबंध, लुईस संरचना, संयोजकता आबंध सिद्धांत, संकरण, द्विध्रुव आघूर्ण, VSEPR; समनाभिकीय एवं विषमनाभिकीय द्विपरमाणुक अणुओं का आण्विक कक्षक सिद्धांत; दुर्बल रासायनिक बल एवं हाइड्रोजन आबंध	Q.1(4), Q.1(5), Q.1(6), Q.2(b), Q.4
3	**Chemical Bonding - II: s- and p-Block Elements** s-block metals: reactions, anomalous behaviour of Li and Be, oxides, peroxides, superoxides, crown-ether complexes; p-block: boranes, diborane, borazine, carbides, silicates, hydrides, oxides and oxyacids of N, P and halogens, interhalogens and pseudohalogens. **रासायनिक आबंधन - II: s- एवं p-ब्लॉक तत्व** — s-ब्लॉक धातुएँ: अभिक्रियाएँ, Li एवं Be का असामान्य व्यवहार, ऑक्साइड, परऑक्साइड, सुपरऑक्साइड, क्राउन ईथर संकुल; p-ब्लॉक: बोरेन, डाइबोरेन, बोराजीन, कार्बाइड, सिलिकेट, N, P एवं हैलोजन के हाइड्राइड, ऑक्साइड व ऑक्सीअम्ल, अंतराहैलोजन एवं कूटहैलोजन	Q.1(7), Q.1(8), Q.2(c), Q.2(d), Q.5
4	**Electronic Effects and Stereochemistry of Organic Compounds** Homolytic and heterolytic cleavage, bond energy, length and angle; inductive, electromeric, mesomeric, hyperconjugation and steric effects; tautomerism; reaction intermediates; optical isomerism (chirality, R/S, tartaric acid) and geometrical isomerism (cis-trans, E/Z). **कार्बनिक यौगिकों में इलेक्ट्रॉनिक प्रभाव एवं त्रिविम रसायन** — समांश एवं विषमांश विदलन, आबंध ऊर्जा, लंबाई एवं कोण; प्रेरणिक, इलेक्ट्रोमेरी, मेसोमेरी, अतिसंयुग्मन एवं त्रिविम प्रभाव; चलावयवता; क्रियाशील मध्यवर्ती; प्रकाशिक समावयवता (किरेलिटी, R/S, टार्टरिक अम्ल) एवं ज्यामितीय समावयवता (सिस-ट्रांस, E/Z)	Q.1(9), Q.1(10), Q.2(e), Q.6

Books recommended in the syllabus (derive your answers from these) / पाठ्यक्रम में अनुशंसित पुस्तकें

Text books:

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

- B.R. Puri, L.R. Sharma and K.C. Kalia - Principles of Inorganic Chemistry; Nagin Chand and Co., New Delhi
- G. Satyaprakash, S.K. Tuli, S.K. Basu and R.D. Madan - Advanced Inorganic Chemistry, Vol. 1; S. Chand and Company, New Delhi
- J.D. Lee - Concise Inorganic Chemistry (5th Ed.); Blackwell Science
- C.E. Housecroft and A.G. Sharpe - Inorganic Chemistry (4th Ed.); Pearson Education
- Acharya P.C. Ray - History of Chemistry in Ancient and Medieval India; Chowkhamba Krishnadas Academy, Varanasi

Reference books:

- F.A. Cotton, G. Wilkinson and P.L. Gaus - Basic Inorganic Chemistry (3rd Ed.); John Wiley and Sons
- J.E. Huheey, E.A. Keiter and R.L. Keiter - Inorganic Chemistry: Principles of Structure and Reactivity (4th Ed.); Harper Collins
- D.F. Shriver, P.W. Atkins and C.H. Langford - Inorganic Chemistry (5th Ed.); W.H. Freeman
- B.E. Douglas, D.H. McDaniel and J.J. Alexander - Concepts and Models of Inorganic Chemistry (3rd Ed.); John Wiley and Sons

Always use the latest edition. Model answers in this paper follow the standard university textbooks listed above, in simplified exam-ready form. / नवीनतम संस्करण का प्रयोग करें।

Important advice / ज़रूरी सलाह

This paper is based on the NEP syllabus and high-probability topic coverage, and it covers the topics most likely to be asked. However, **do not depend on this paper alone** — prepare the complete syllabus from your text book. Use this paper to practise writing and time management.

यह पेपर एनईपी पाठ्यक्रम और अधिक संभावित टॉपिक कवरेज पर आधारित है तथा अधिक संभावित टॉपिक कवर करता है। फिर भी **केवल इसी पर निर्भर न रहें** — अपनी पाठ्यपुस्तक से पूरा पाठ्यक्रम तैयार करें। इस पेपर का उपयोग लेखन-अभ्यास व समय-प्रबंधन के लिए करें।

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

PART – I : English Medium – Model Answers

Every answer is written to the marks allotted — learn the structure, then write in your own words.

Section A · Q.1 : Answer key

No.	Ans.	Correct option	Explanation
1	(a)	18	A shell can hold $2n^2$ electrons. For n = 3 this is 2 x 9 = 18 electrons (3s: 2, 3p: 6, 3d: 10).
2	(d)	Fluorine	Fluorine, with a value of 3.98, is the most electronegative element because of its small size and high effective nuclear charge.
3	(c)	2	Number of radial nodes = n - l - 1. For 3s, n = 3 and l = 0, so the number is 3 - 0 - 1 = 2.
4	(a)	N_2	CO has 6 + 8 = 14 electrons. N_2 also has 7 + 7 = 14 electrons, while O_2 has 16, NO has 15 and F_2 has 18.
5	(d)	O_2	O_2 has two unpaired electrons in its π* orbitals, so it is attracted by a magnetic field. N_2, F_2 and CO have all electrons paired.
6	(b)	5 σ and 1 π	Ethene has four C-H σ bonds, one C-C σ bond and one C-C π bond, that is 5 σ and 1 π.
7	(c)	Crimson red	Lithium salts give a crimson red flame. Sodium gives golden yellow, potassium violet and calcium brick red.
8	(b)	2	H_3PO_3 has two P-OH groups and one P-H bond. Only the hydrogens of the P-OH groups are ionisable, so it is dibasic.
9	(b)	External compensation	A racemic mixture contains equal amounts of the d and l enantiomers; their rotations cancel each other, which is external compensation. In a meso compound the cancellation is internal.
10	(c)	8	For n different chiral centres the maximum number of stereoisomers is 2^n. For n = 3 this is $2^3 = 8$.

Section A · Q.2 : Short answers

Q.2(a) 4 marks · ≈ 100–120 words

Arrange the isoelectronic ions N^{3-}, O^{2-}, F^-, Na^+, Mg^{2+} and Al^{3+} in decreasing order of ionic radius and explain.

Isoelectronic species have the same number of electrons but different nuclear charges. Each of the six ions has 10 electrons ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6$), so the shielding by inner electrons is the same for all of them.

As the atomic number rises from 7 (N) to 13 (Al), the nuclear charge increases and pulls the same electron cloud closer to the nucleus. The effective nuclear charge therefore grows and the radius shrinks.

Order of radius: $N^{3-} > O^{2-} > F^- > Na^+ > Mg^{2+} > Al^{3+}$

Ion	N^{3-}	O^{2-}	F^-	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}
Nuclear charge	+7	+8	+9	+11	+12	+13
Radius (pm, Pauling)	171	140	136	95	65	50

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

Q.2(b) 4 marks · ≈ 100–120 words

Distinguish between sigma (σ) and pi (π) bonds.

Sigma and pi bonds are the two kinds of covalent bonds formed by overlap of atomic orbitals.

Point	Sigma (σ) bond	Pi (π) bond
Overlap	Head-on (axial) overlap along the internuclear axis	Sideways (lateral) overlap of parallel p orbitals
Extent	Large overlap	Smaller overlap
Strength	Stronger	Weaker, easily broken
Electron cloud	Symmetrical about the bond axis	Above and below the axis, with a nodal plane
Free rotation	Allowed	Restricted
Existence	Can exist alone; first bond between two atoms	Only along with a σ bond

Example: in ethene (CH_2=CH_2) the C=C double bond consists of one σ and one π bond, and the five σ bonds in total give the planar skeleton.

Q.2(c) 4 marks · ≈ 100–120 words

What are carbides? Classify them with one example of each and give the hydrolysis of CaC_2 and Al_4C_3.

Carbides are binary compounds of carbon with elements of lower or similar electronegativity. They are of three types.

1. Ionic (salt-like) carbides: formed by s-block metals, Al and some others, e.g. CaC_2 (contains C_2^{2-}), Al_4C_3 (contains C^{4-}). They are hydrolysed by water.

2. Covalent carbides: formed by Si and B, e.g. SiC (carborundum) and B_4C. They are extremely hard, chemically inert and have very high melting points.

3. Interstitial carbides: carbon atoms occupy the voids of the metal lattice of d-block metals, e.g. TiC, WC. They are hard, conduct electricity and are very high melting.

Hydrolysis:

- $CaC_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$ (acetylene)
- $Al_4C_3 + 12H_2O \rightarrow 4Al(OH)_3 + 3CH_4$ (methane)

Q.2(d) 4 marks · ≈ 100–120 words

Compare the normal oxide, peroxide and superoxide of alkali metals with one example of each.

Alkali metals form three types of oxides with oxygen, depending on the size of the metal ion; larger cations stabilise larger anions through higher lattice energy.

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

Type	Anion	Example	O oxidation state	Magnetism
Normal oxide	O^{2-}	Li_2O	−2	Diamagnetic
Peroxide	O_2^{2-}	Na_2O_2	−1	Diamagnetic
Superoxide	O_2^{-}	KO_2	−½	Paramagnetic (one unpaired electron)

Lithium burns mainly to Li_2O, sodium gives Na_2O_2, and K, Rb and Cs give superoxides.

- $Na_2O_2 + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2O_2$
- $2KO_2 + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2O_2 + O_2$
- $4KO_2 + 2CO_2 \rightarrow 2K_2CO_3 + 3O_2$, so KO_2 is used in breathing apparatus.

Q.2(e) 4 marks · ≈ 100–120 words

Differentiate between enantiomers and diastereomers.

Both are stereoisomers of compounds containing chiral centres, but they differ in their mirror-image relation.

Point	Enantiomers	Diastereomers
Relation	Non-superimposable mirror images	Stereoisomers that are not mirror images
Configuration	Opposite at every chiral centre	Opposite at some, same at other centres
Optical activity	Equal rotation, opposite sign (d and l)	Different rotations, not related in sign
Physical properties	Identical (m.p., b.p., solubility)	Different
Chemical properties	Same towards achiral reagents	Different
Separation	Difficult; needs resolution	Possible by crystallisation or distillation

Example: D-(−)-tartaric acid and L-(+)-tartaric acid are enantiomers, while either of them and meso-tartaric acid are diastereomers. A compound with n different chiral centres has 2^n stereoisomers, in 2^{n-1} enantiomeric pairs.

Section B : Long answers

Q.3 · Unit 1 10 marks · ≈ 600–700 words

What is an atomic orbital? Explain the shapes of s, p and d orbitals. What are radial and angular nodes? Give the number of nodes in 1s, 2s, 2p, 3s, 3p and 3d orbitals.

INTRODUCTION

An atomic orbital is the region of space around the nucleus in which the probability of finding an electron is maximum, usually taken as 90 to 95 per cent. In the quantum mechanical model an electron is described by a wave function ψ obtained by solving the Schrödinger wave equation. ψ itself has no physical meaning, but ψ^2 at a point gives the probability density of finding the

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

electron there. The size, shape and orientation of an orbital are fixed by the quantum numbers n, l and m. An orbital differs from Bohr's orbit: an orbit is a fixed circular path, whereas an orbital has no definite path and is a three-dimensional region of probability.

RADIAL PROBABILITY DISTRIBUTION

The probability of finding the electron in a thin spherical shell at a distance r from the nucleus is given by $4\pi r^2\psi^2$. It is zero at the nucleus, rises to a maximum and then falls. For the 1s orbital the maximum lies at 52.9 pm, which is the Bohr radius a_0. The 2s orbital shows two maxima, a small one near the nucleus and a large one farther away, with a point of zero probability in between. This inner peak shows that a 2s electron penetrates closer to the nucleus than a 2p electron does.

NODES

A node is a region where the probability of finding the electron is zero.

- **Radial (spherical) node:** a spherical surface at a fixed distance from the nucleus where ψ changes sign. Number = n − l − 1.
- **Angular node:** a plane or cone passing through the nucleus. Number = l.
- **Total nodes** = n − 1.

Orbital	n	l	Radial nodes	Angular nodes	Total
1s	1	0	0	0	0
2s	2	0	1	0	1
2p	2	1	0	1	1
3s	3	0	2	0	2
3p	3	1	1	1	2
3d	3	2	0	2	2

SHAPES OF ORBITALS

s orbital (l = 0). It is spherically symmetrical and non-directional, so there is only one s orbital in each shell. The size grows with n: 2s is larger than 1s. Higher s orbitals have spherical nodes inside them.

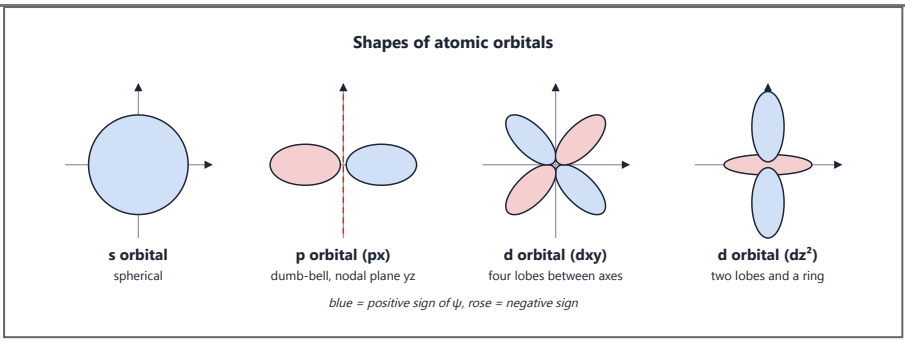
p orbitals (l = 1). There are three p orbitals for m = −1, 0 and +1, named p_x, p_y and p_z. Each is dumb-bell shaped, having two lobes on the opposite sides of the nucleus, separated by a nodal plane through the nucleus. The p_x orbital lies along the x-axis and its nodal plane is the yz plane. The three orbitals are mutually perpendicular and have the same energy in an isolated atom, that is they are degenerate.

d orbitals (l = 2). There are five d orbitals: d_xy, d_yz, d_zx, $d_{x^2-y^2}$ and d_{z^2}. Each has two angular nodes.

- d_xy, d_yz and d_zx have four lobes in the shape of a clover leaf, lying between the axes.
- $d_{x^2-y^2}$ also has four lobes, but they lie along the x and y axes.
- d_{z^2} has two lobes along the z-axis and a ring (doughnut) of electron density in the xy plane.

f orbitals (l = 3). There are seven f orbitals, which have more complex shapes with three angular nodes. They begin to be occupied from n = 4.

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।



Shapes of s, p and d orbitals

IMPORTANCE OF SHAPES

The directional character of p and d orbitals explains the bond angles of molecules and the geometry of hybridisation. The different penetration of s, p and d electrons explains why the energy order within a shell is s < p < d < f in a multi-electron atom.

CONCLUSION

An orbital is a three-dimensional probability region described by ψ^2. Its nodes (n − 1 in total) and its shape depend on n and l. These ideas are the basis of electronic configurations and chemical bonding.

Q.3 (OR) · Unit 1 10 marks · ≈ 600–700 words

Define electronegativity. Describe the Mulliken and Allred-Rochow scales of electronegativity. Explain the factors affecting it and its applications.

INTRODUCTION

Electronegativity expresses how strongly a bonded atom draws the shared electron pair towards its own nucleus. It is not a measurable property of an isolated atom, so it has no unit, and several scales have been proposed. Pauling's thermochemical scale is the best known, but Mulliken and Allred-Rochow derived the idea from atomic properties.

MULLIKEN SCALE

Mulliken suggested that an atom which is a good electron acceptor (high electron affinity) and also holds its own electrons firmly (high ionisation energy) will attract bonding electrons strongly. He defined electronegativity as the average of the two:

χ(Mulliken) = (IE + EA) / 2

Both quantities are taken in the same unit, usually eV. The Mulliken values are about 2.8 times the Pauling values when expressed in eV, so

χ(Pauling) ≈ (IE + EA) / 5.6

For fluorine, IE = 17.4 eV and EA = 3.4 eV, giving about 3.7, which is close to the Pauling value 3.98. The scale uses the valence-state values of IE and EA, so it can be applied to atoms in different states of hybridisation. Its drawback is that reliable electron affinity data are not available for many elements, for example the noble gases and Be.

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

ALLRED-ROCHOW SCALE

Allred and Rochow defined electronegativity as the electrostatic force exerted by the nucleus on a valence electron at the covalent radius:

Force = e^2 Zeff / r^2

and put it in the form

χ(AR) = 0.359 Zeff / r^2 + 0.744

where Zeff is the effective nuclear charge calculated from Slater's rules and r is the covalent radius in angstrom. The constants make the values agree roughly with the Pauling scale. The scale shows clearly that the factors are nuclear attraction and atomic size. Its advantage is that it needs only radii and Zeff, so values can be found even for elements without thermochemical data.

COMPARISON OF THE SCALES

Point	Pauling	Mulliken	Allred-Rochow
Basis	Bond energies	IE and EA	Zeff and covalent radius
Formula	$\chi A - \chi B = 0.208\sqrt{\Delta}$	(IE + EA)/2	0.359 Zeff/r^2 + 0.744
Data needed	Thermochemical data	Gas-phase IE, EA	Slater Zeff, radius
Limitation	Needs bond-energy data	EA not known for all	Depends on Slater's rules

FACTORS AFFECTING ELECTRONEGATIVITY

1. **Atomic size:** smaller atoms attract bonding electrons more strongly.
2. **Effective nuclear charge:** a larger Zeff gives a higher value.
3. **Hybridisation:** the greater the s-character, the higher the electronegativity: sp (50% s) > sp^2 (33%) > sp^3 (25%). Thus carbon in an alkyne is more electronegative than in an alkane.
4. **Oxidation state:** the electronegativity increases with the positive oxidation state, for example Fe^{3+} is more electronegative than Fe^{2+}.
5. **Charge on the atom:** a positive charge raises it, a negative charge lowers it.

PERIODIC TRENDS

Across a period it increases because Zeff rises and the size falls. Down a group it decreases because the size increases and the shielding grows. Fluorine is the most electronegative and caesium and francium the least.

APPLICATIONS

- **Nature of the bond:** a difference of about 1.7 or more indicates mainly ionic bonding, while a small difference indicates covalent bonding.
- **Bond polarity and dipole moment:** the greater the difference, the more polar the bond.
- **Percentage ionic character:** it can be estimated by the Hannay-Smyth equation, % = $16\Delta\chi + 3.5\Delta\chi^2$.
- **Bond strength:** bonds between atoms of very different electronegativity are stronger than the average of their homonuclear bonds.
- **Character of oxides and hydroxides:** the oxide of a strongly electropositive element is basic, and that of a more electronegative element is acidic.

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

CONCLUSION

Electronegativity measures the pulling power of an atom in a bond. Mulliken related it to IE and EA, and Allred-Rochow to Zeff and radius, and all the scales give the same periodic trends.

Q.4 · Unit 2 10 marks · ≈ 600–700 words

Draw the molecular orbital energy level diagram of the heteronuclear diatomic molecule CO. Calculate its bond order and discuss its magnetic behaviour. How does the MO picture of NO differ from that of CO?

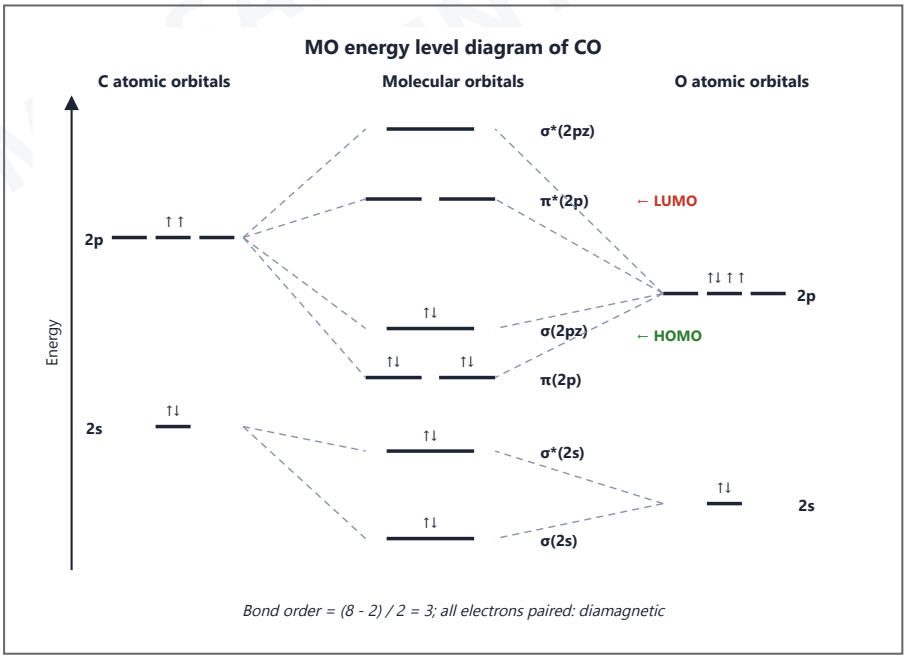
INTRODUCTION

In a heteronuclear diatomic molecule the two atoms have different electronegativities, so their atomic orbitals have different energies. The orbital of the more electronegative atom lies lower. Only orbitals of comparable energy and suitable symmetry combine effectively, and the resulting bonding molecular orbital has more character of the more electronegative atom, while the antibonding one resembles the less electronegative atom.

MOLECULAR ORBITALS OF CO

Carbon has 4 and oxygen has 6 valence electrons, so CO has 10 valence electrons, the same number as N_2. The 2s and 2p levels of oxygen lie below those of carbon. The 2s orbital of oxygen is much lower than that of carbon and overlaps weakly with it, so the σ(2s) orbital is mainly oxygen 2s in character. As in N_2, mixing of 2s and 2p orbitals raises the σ(2p_z) level above the π(2p) pair, so the order of energy is:

$\sigma(2s) < \sigma^*(2s) < \pi(2p_x) = \pi(2p_y) < \sigma(2p_z) < \pi^*(2p_x) = \pi^*(2p_y) < \sigma^*(2p_z)$



MO energy level diagram of CO

ELECTRONIC CONFIGURATION

The 10 electrons are filled in the order of energy:

$\sigma(2s)^2\ \sigma^*(2s)^2\ \pi(2p_x)^2\ \pi(2p_y)^2\ \sigma(2p_z)^2$

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

BOND ORDER

Bonding electrons Nb = 2 + 4 + 2 = 8; antibonding electrons Na = 2.

Bond order = (Nb − Na)/2 = (8 − 2)/2 = 3

So carbon and oxygen are joined by a triple bond (one σ and two π), which agrees with the short bond length of 113 pm and the high bond dissociation energy of about 1070 kJ mol^{-1}.

MAGNETIC BEHAVIOUR

All the electrons are paired, so CO is diamagnetic.

OTHER FEATURES OF THE PICTURE

- The highest occupied orbital (HOMO) is the σ(2p_z), which is largely a lone pair on carbon. This explains why CO donates through carbon in metal carbonyls, for example $Ni(CO)_4$.
- The lowest empty orbitals (LUMO) are the π* orbitals, which are mostly carbon in character. They accept back-donated d electrons from the metal.
- CO is isoelectronic with N_2, CN^- and NO^+, and all have a bond order of 3. Unlike N_2, however, the diagram of CO is unsymmetrical, since the two atoms contribute orbitals of different energy and the orbitals have unequal atomic character.

POLARITY OF CO

The bonding orbitals σ(2s) and π(2p) lie closer in energy to the oxygen orbitals, so they have more oxygen character and the bonding electrons are displaced towards oxygen. However, the HOMO σ(2p_z) is mostly a lone pair on carbon, which displaces charge in the opposite direction. The two effects almost cancel, so the dipole moment of CO is very small (about 0.1 D), with carbon at the slightly negative end even though oxygen is the more electronegative atom.

MOLECULAR ORBITALS OF NO

Nitric oxide has 5 + 6 = 11 valence electrons. Its energy diagram is similar, and the first 10 electrons occupy the same orbitals as in CO. The eleventh electron goes into one of the degenerate π* orbitals:

$\sigma(2s)^2\ \sigma^*(2s)^2\ \pi(2p)^4\ \sigma(2p_z)^2\ \pi^*(2p)^1$

- **Bond order** = (8 − 3)/2 = 2.5
- **Magnetism:** there is one unpaired electron, so NO is paramagnetic, unlike CO.
- **Ionisation:** the π* electron is easily removed, since it is antibonding and high in energy. The ion NO^+ has a bond order of 3, and its bond is shorter (106 pm) than in NO (115 pm).

Property	CO	NO
Valence electrons	10	11
Bond order	3	2.5
Magnetic nature	Diamagnetic	Paramagnetic
Bond length	113 pm	115 pm

CONCLUSION

The MO treatment gives CO a bond order of 3 and a diamagnetic character, and explains its donor and acceptor behaviour. In NO the extra electron enters an antibonding orbital, which lowers the bond order to 2.5 and makes the molecule paramagnetic.

DEMO SAMPLE · ONLINE STUDENT SEVA

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

Q.4 (OR) · Unit 2 10 marks · ≈ 600–700 words

State the radius ratio rule. Derive the limiting radius ratio for octahedral coordination and show how it predicts the structures of NaCl, CsCl and ZnS. Mention its limitations.

INTRODUCTION

In an ionic crystal each ion is surrounded by as many oppositely charged ions as can touch it. This number is the coordination number. Since the packing is decided mainly by the relative sizes of the ions, the ratio of the cation radius to the anion radius, r^+/r^-, is used to predict the coordination number and the crystal structure.

STATEMENT OF THE RULE

A cation is most stable when it is in contact with the maximum number of anions, but the anions must not be pushed so close together that they touch each other. The smaller the cation, the fewer the anions that can surround it. For each geometry there is a minimum value of r^+/r^- below which the cation rattles in the hole and the structure becomes unstable, and the ions rearrange to a lower coordination number.

DERIVATION FOR OCTAHEDRAL COORDINATION

Take a cation in an octahedral hole, touching six anions. Consider the plane containing four of them, which lie at the corners of a square of side a.

- The anions touch each other, so $a = 2r^-$.
- The diagonal of the square is $a\sqrt{2} = 2\sqrt{2}\ r^-$.
- The diagonal also passes through the cation, so it equals $2(r^+ + r^-)$.

Hence $2(r^+ + r^-) = 2\sqrt{2}\ r^-$, so $r^+ + r^- = 1.414\ r^-$ and

$r^+/r^- = 0.414$

Below this value the anions would touch each other and the cation would not be in contact with them, so the arrangement is unstable. The upper limit 0.732 is the value at which eight-fold coordination becomes possible.

LIMITING RATIOS AND STRUCTURES

r^+/r^-	Coordination number	Geometry	Example
0.155 – 0.225	3	Trigonal planar	B_2O_3
0.225 – 0.414	4	Tetrahedral	ZnS
0.414 – 0.732	6	Octahedral	NaCl
0.732 – 1.0	8	Cubic	CsCl

A ratio lying close to a boundary value means that two structures are possible, and the actual one depends on conditions such as temperature and pressure. The ions are treated as hard spheres, so the ratio is purely a geometrical quantity.

APPLICATION TO SOME CRYSTALS

NaCl. $r^+/r^- = 95/181 = 0.525$ lies in the range 0.414 to 0.732, so the coordination number is 6. Each Na^+ is surrounded by six Cl^- and each Cl^- by six Na^+ (6 : 6). The Cl^- ions form a face-centred cubic lattice and Na^+ fills all the octahedral holes.

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

CsCl. r^+/r^- = 169/181 = 0.93 lies in the range 0.732 to 1.0, so the coordination number is 8 (8 : 8). Cs^+ occupies the cubic hole at the centre of a simple cubic array of Cl^-.

ZnS (zinc blende). r^+/r^- = 74/184 = 0.40 lies in the range 0.225 to 0.414, so the coordination number is 4 (4 : 4). The S^{2-} ions form a face-centred cubic lattice and Zn^{2+} fills half of the tetrahedral holes.

LIMITATIONS

1. The rule assumes that ions are rigid, perfectly spherical, and in contact. In reality ions are polarisable and their size changes with the environment.
2. It ignores covalent character and polarisation. For example, AgI has a ratio of about 0.58, which suggests coordination 6, but it adopts a 4 : 4 structure.
3. Several crystals do not follow it. RbCl has a ratio of about 0.82 and should be 8 : 8, but it takes the NaCl structure at ordinary pressure.
4. It cannot predict the structure of compounds of higher complexity, for example where the formula is AB_2.
5. Ionic radii depend on the coordination number itself, so the ratio is only approximate.

CONCLUSION

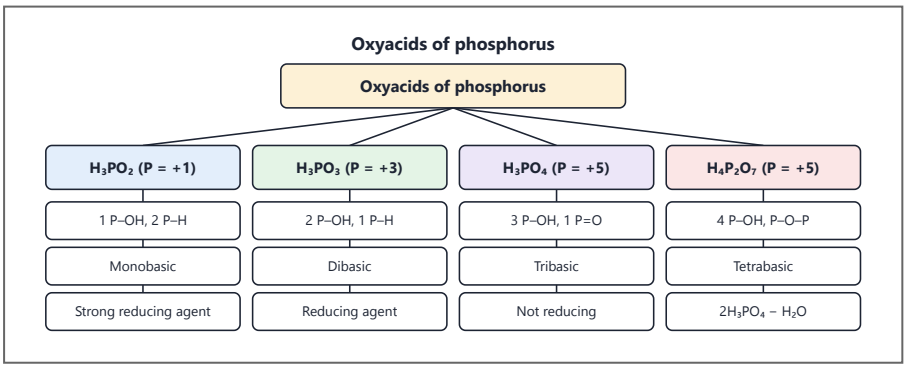
The radius ratio rule is a simple geometric guide connecting the sizes of ions to the coordination number and structure of ionic solids. It correctly predicts NaCl, CsCl and ZnS, but it fails where polarisation or covalent character is significant.

Q.5 · Unit 3 10 marks · ≈ 600–700 words

Describe the structures, basicity and important reactions of the oxyacids of phosphorus: hypophosphorous, phosphorous and orthophosphoric acid. How are they prepared?

INTRODUCTION

Phosphorus forms a number of oxyacids in which every P atom is tetrahedrally bonded and carries at least one P=O bond. They contain P–OH groups, which are acidic and ionisable, and some contain P–H bonds, which are not ionisable but give reducing character. So the **basicity** of an oxyacid equals the number of P–OH groups, not the number of hydrogen atoms in the formula.



Oxyacids of phosphorus and their structural features

1. HYPOPHOSPHOROUS ACID, H_3PO_2 (PHOSPHINIC ACID)

- **Oxidation state of P:** +1.
- **Structure:** one P=O, one P–OH and two P–H bonds, so it is **monobasic**.

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

- **Preparation:** white phosphorus is boiled with baryta water to give barium hypophosphite, which is treated with dilute H_2SO_4.

$2P_4 + 3Ba(OH)_2 + 6H_2O \rightarrow 2PH_3 + 3Ba(H_2PO_2)_2$

$Ba(H_2PO_2)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + 2H_3PO_2$

- **Properties:** a strong reducing agent, which reduces Ag^+ to Ag and Cu^{2+} to copper. On heating it disproportionates:

$2H_3PO_2 \rightarrow H_3PO_4 + PH_3$

2. PHOSPHOROUS ACID, H_3PO_3 (PHOSPHONIC ACID)

- **Oxidation state of P:** +3.
- **Structure:** one P=O, two P–OH and one P–H bond, so it is **dibasic**.
- **Preparation:** hydrolysis of P_4O_6 or PCl_3.

$P_4O_6 + 6H_2O \rightarrow 4H_3PO_3$

$PCl_3 + 3H_2O \rightarrow H_3PO_3 + 3HCl$

- **Properties:** it forms two series of salts, NaH_2PO_3 and Na_2HPO_3. It is a good reducing agent, for example $2AgNO_3 + H_3PO_3 + H_2O \rightarrow 2Ag + 2HNO_3 + H_3PO_4$. On heating it disproportionates to phosphoric acid and phosphine:

$4H_3PO_3 \rightarrow 3H_3PO_4 + PH_3$

3. ORTHOPHOSPHORIC ACID, H_3PO_4

- **Oxidation state of P:** +5.
- **Structure:** one P=O and three P–OH groups around a tetrahedral phosphorus atom, so it is **tribasic**. It gives three series of salts: NaH_2PO_4, Na_2HPO_4 and Na_3PO_4.
- **Preparation:**

(a) From phosphorus pentoxide: $P_4O_{10} + 6H_2O \rightarrow 4H_3PO_4$.

(b) Industrially (wet process) from phosphate rock: $Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 \rightarrow 2H_3PO_4 + 3CaSO_4$.

(c) By oxidising red phosphorus with concentrated HNO_3.

- **Properties:** it is a colourless, deliquescent solid (m.p. 42 °C) and a moderately strong acid. It is not an oxidising or reducing agent, because P is already in its highest oxidation state. On heating it condenses:

$2H_3PO_4 \rightarrow H_4P_2O_7 + H_2O$ (about 250 °C, pyrophosphoric acid)

$H_4P_2O_7 \rightarrow 2HPO_3 + H_2O$ (about 600 °C, metaphosphoric acid)

- **Uses:** manufacture of phosphate fertilisers, as an acidulant in soft drinks, in rust removal and in the preparation of buffer solutions.

WHY BASICITY IS NOT THE NUMBER OF HYDROGENS

A hydrogen bonded directly to phosphorus is not released as H^+, because the P–H bond is almost non-polar (P and H have nearly equal electronegativity), whereas the O–H bond of a P–OH group is strongly polarised by the neighbouring P=O group. Hence H_3PO_2 ionises only once and H_3PO_3 only twice.

SOME TESTS

- H_3PO_2 and H_3PO_3 both reduce $AgNO_3$ to silver and $HgCl_2$ to mercury, but H_3PO_4 does not.

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

- Phosphate ions give a canary-yellow precipitate of ammonium phosphomolybdate when warmed with ammonium molybdate in nitric acid.
- Hypophosphorous acid and its sodium salt are used as reducing agents in electroless nickel plating.

COMPARISON

Property	H_3PO_2	H_3PO_3	H_3PO_4
Oxidation state of P	+1	+3	+5
P–OH groups	1	2	3
P–H bonds	2	1	0
Basicity	1	2	3
Reducing property	Strong	Moderate	None

RELATED ACIDS

Pyrophosphoric acid, $H_4P_2O_7$, has a P–O–P bridge and four P–OH groups, so it is tetrabasic. Metaphosphoric acid, $(HPO_3)_n$, is monobasic.

CONCLUSION

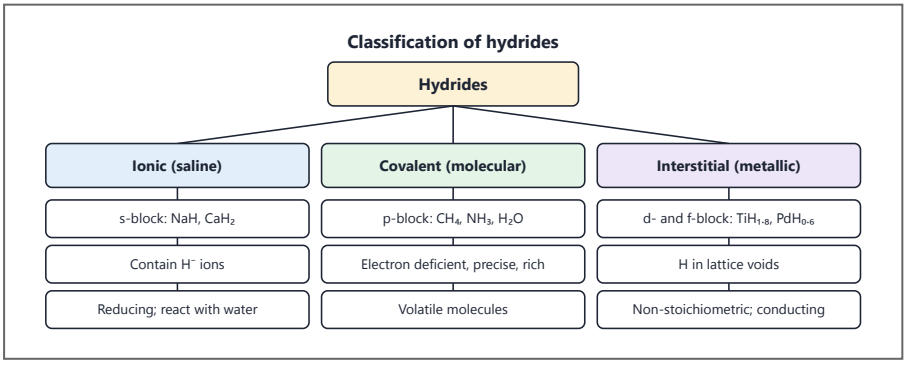
In the oxyacids of phosphorus, the basicity depends on the number of P–OH groups and the reducing character on the number of P–H bonds. As the oxidation number rises from +1 to +5, the reducing power disappears. These facts help in identifying an unknown phosphorus acid by its reducing action and by the number of salt series that it forms.

Q.5 (OR) · Unit 3 10 marks · ≈ 600–700 words

Classify hydrides. Describe the preparation, structure and properties of ionic, covalent and interstitial hydrides with suitable examples, and explain the periodic trends in the properties of covalent hydrides.

INTRODUCTION

Hydrogen combines with most elements to form binary compounds called hydrides. According to the nature of the bond, they are classified into three main types: ionic (saline), covalent (molecular) and metallic (interstitial). Hydrogen forms no stable hydrides with the noble gases, and most of the d-block elements of groups 7, 8 and 9 do not form them, which is called the hydride gap.



Classification of hydrides

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

1. IONIC (SALINE) HYDRIDES

- **Formed by:** the highly electropositive s-block metals, i.e. alkali metals and the heavier alkaline earth metals (Ca, Sr, Ba).
- **Preparation:** direct combination of the metal with hydrogen on heating.

$2Na + H_2 \rightarrow 2NaH$ (about 650 K)

$Ca + H_2 \rightarrow CaH_2$

- **Structure:** they have crystal lattices made of metal cations and hydride ions (H^-). LiH, NaH, KH and the like adopt the rock-salt structure.
- **Properties:** white crystalline solids with high melting points, non-volatile and non-conducting in the solid state. On electrolysis of the molten hydride, hydrogen is liberated at the **anode**, which proves the presence of H^-. They react violently with water, are strong reducing agents, and the reaction gives a basic solution and hydrogen:

$NaH + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$

$CaH_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + 2H_2$

- **Uses:** CaH_2 is used as a drying agent and as a source of hydrogen.

2. COVALENT (MOLECULAR) HYDRIDES

- **Formed by:** the p-block elements of high electronegativity, e.g. B, C, N, O and F, as well as Si, P, S and Cl.
- **Structure and nature:** discrete small molecules held by weak forces, so they are gases or volatile liquids with low melting points.
- **Subtypes:**

(a) **Electron-deficient:** the central atom has too few electrons to complete octet by normal bonds, e.g. B_2H_6.

(b) **Electron-precise:** just the right number of electrons for the bonds, e.g. CH_4, SiH_4, GeH_4. They are tetrahedral.

(c) **Electron-rich:** lone pairs are present on the central atom, e.g. NH_3 (1 lone pair), H_2O (2) and HF (3).

- **Preparation:** direct combination ($N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ by Haber's process), or from metal compounds, e.g. $Mg_3N_2 + 6H_2O \rightarrow 3Mg(OH)_2 + 2NH_3$.

3. METALLIC (INTERSTITIAL) HYDRIDES

- **Formed by:** many d-block and f-block metals, e.g. Ti, Zr, Pd.
- **Structure:** hydrogen atoms occupy the interstitial holes of the metal lattice, so the metal retains its lattice with slight expansion.
- **Properties:** they are often **non-stoichiometric**, e.g. $TiH_{1.8}$, $PdH_{0.6}$, are hard, show metallic conductivity and lustre, and are less dense than the metal. Palladium can absorb up to about 900 times its volume of hydrogen, which is useful for hydrogen storage and purification.

PERIODIC TRENDS IN COVALENT HYDRIDES

1. **Thermal stability** decreases down a group because the E–H bond becomes longer and weaker: $NH_3 > PH_3 > AsH_3 > SbH_3 > BiH_3$.
2. **Reducing power** increases down a group for the same reason: SbH_3 is a stronger reducing agent than NH_3.

DEMO SAMPLE · ONLINE STUDENT SEVA

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

3. **Acidic strength** rises down a group in the halides and chalcogenides: HF < HCl < HBr < HI and $H_2O < H_2S < H_2Se < H_2Te$.
4. **Boiling points:** NH_3, H_2O and HF show unusually high values, because of hydrogen bonding, in the otherwise regular rise from one period to the next.
5. **Across a period** the hydrides change from basic (NH_3) to neutral (H_2O) to acidic (HF).

COMPARISON

Property	Ionic	Covalent	Interstitial
Elements	s-block	p-block	d- and f-block
Bonding	H^- ion	Shared pair	Metallic
State	Crystalline solid	Gas or liquid	Metallic solid
Conductivity	Molten state	Poor	Good

CONCLUSION

The nature of a hydride depends on the electronegativity of the other element. Ionic hydrides are strong reducing bases, covalent hydrides show trends governed by bond strength and hydrogen bonding, and interstitial hydrides are non-stoichiometric metallic phases.

Q.6 · Unit 4 10 marks · ≈ 600–700 words

What are conformations? Explain the conformations of ethane and n-butane using Newman projections and draw the potential energy diagram of n-butane. Which conformation is the most stable and why?

INTRODUCTION

The different spatial arrangements of the atoms in a molecule that arise by rotation about a single (C–C σ) bond are called conformations or conformers. They can be changed into each other without breaking any bond, so they are not true isomers and normally cannot be separated at room temperature, because the energy barrier is small. They are represented by sawhorse and Newman projections. In a Newman projection we look along the C–C bond: the front carbon is shown as a point where three bonds meet, and the rear carbon as a circle. The angle between the bonds of the front and rear carbon is the dihedral (torsional) angle.

CONFORMATIONS OF ETHANE

Rotation about the C–C bond gives infinite arrangements, but two extreme ones matter.

- **Staggered conformation:** the C–H bonds of the front carbon lie midway between those of the rear carbon, with a dihedral angle of 60°. The hydrogens are as far apart as possible, so the repulsion is minimum. It is the most stable.
- **Eclipsed conformation:** the C–H bonds of the front carbon are directly in front of those of the rear carbon, with a dihedral angle of 0°. The electron clouds of the bonds repel one another, and the energy is the highest.

The eclipsed form is about **12 kJ mol^{-1}** (about 2.9 kcal) less stable than the staggered form. This energy is called the **torsional strain**, and it is the barrier to rotation. At room temperature the thermal energy is sufficient to cross it, so ethane rotates freely, although the molecules spend most of their time in the staggered form.

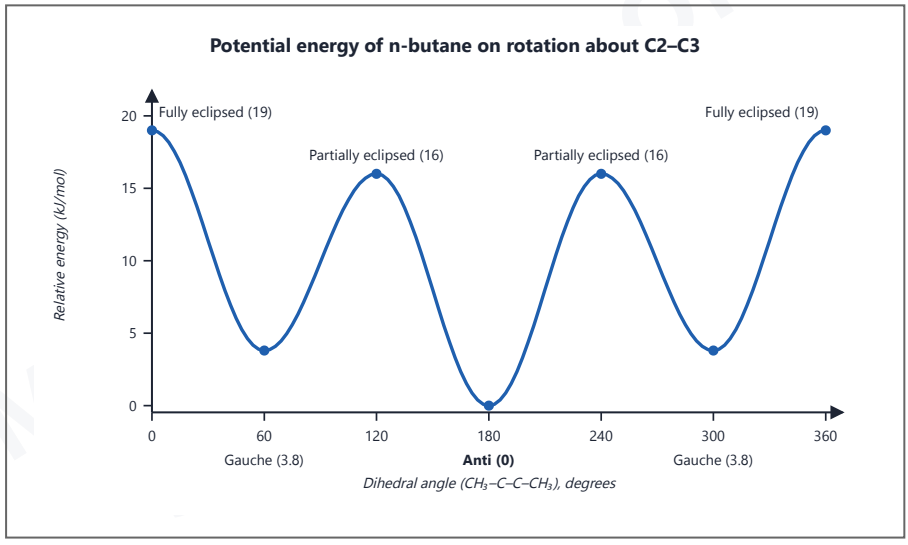
© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

CONFORMATIONS OF N-BUTANE

Rotation about the central C2–C3 bond gives four important conformations, with CH_3 groups on the two carbons.

Conformation	Dihedral angle (CH_3/CH_3)	Relative energy (kJ mol^{-1})
Anti (staggered)	180°	0
Gauche (staggered)	60°	about 3.8
Partially eclipsed	120°	about 16
Fully eclipsed (syn)	0°	about 19

1. **Anti:** the two methyl groups are as far apart as possible. There is no strain, so this is the most stable form.
2. **Gauche:** the methyl groups are 60° apart, close enough for slight van der Waals (steric) repulsion, so it is about 3.8 kJ mol^{-1} less stable than the anti form.
3. **Partially eclipsed:** each CH_3 is eclipsed with a hydrogen. It has torsional strain and some steric strain.
4. **Fully eclipsed:** the two CH_3 groups eclipse each other, which gives the highest torsional and steric strain. It is the least stable.



Potential energy diagram for rotation about the C2–C3 bond of n-butane

POTENTIAL ENERGY DIAGRAM

The energy is plotted against the angle of rotation. The curve has three minima (anti at 180°, and two equivalent gauche forms at 60° and 300°) and three maxima (two partially eclipsed at 120° and 240°, and one fully eclipsed at 0°). The lowest point is the anti conformation, the highest is the fully eclipsed one. At room temperature the molecules are mainly anti (about 70%) and gauche (about 30%), and they interconvert rapidly.

STABILITY ORDER

Anti > Gauche > Partially eclipsed > Fully eclipsed.

WHY IS THE ANTI FORM MOST STABLE?

It has no torsional strain because the bonds are staggered, and no steric strain because the bulky methyl groups are as far apart as possible. In the gauche form the methyl groups are closer and

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

repel each other. A gauche form can sometimes be stabilised by hydrogen bonding, as in ethylene glycol or 2-chloroethanol, where the gauche form is favoured.

CONCLUSION

Conformations arise from rotation about a σ bond. The stability depends on torsional and steric strain, so staggered forms are more stable than eclipsed ones, and the anti conformation of n-butane is the most stable.

Q.6 (OR) · Unit 4 10 marks · ≈ 600–700 words

What is a racemic mixture? Define racemisation and resolution. Describe the methods used to resolve a racemic mixture into its enantiomers, with examples.

INTRODUCTION

A mixture containing equal amounts of the dextrorotatory (d or +) and laevorotatory (l or −) enantiomers of a compound is called a **racemic mixture** or racemate, denoted (±) or dl. It is optically inactive because the rotation caused by one enantiomer is exactly cancelled by the other, which is **external compensation**. Unlike a meso compound, which is a single substance inactive by internal compensation, a racemic mixture can be separated into two active components.

RACEMISATION AND RESOLUTION

- **Racemisation** is the conversion of an optically active compound into the racemic form. It can be brought about by heat, light, acids or bases, or by chemical reactions in which a planar intermediate such as a carbocation is formed. For example, an active α-hydroxy acid or ketone with an α-hydrogen racemises through the enol form.
- **Resolution** is the separation of a racemic mixture into its d and l enantiomers.

Resolution is difficult because the enantiomers have identical physical properties such as melting point, boiling point and solubility, so ordinary methods like distillation or crystallisation cannot separate them. The following special methods are used.

METHODS OF RESOLUTION

1. Mechanical separation (Pasteur's method). Some racemic mixtures crystallise as separate crystals of the d and l forms, which are mirror images of each other. In 1848 Pasteur crystallised sodium ammonium tartrate below about 27 °C and separated the two kinds of crystals under a lens, by hand, using tweezers. This method works only for the few compounds which form such conglomerates.

2. Biochemical method. Certain micro-organisms or enzymes act on one enantiomer only. When *Penicillium glaucum* is grown in a solution of ammonium (±)-tartrate, it consumes the dextro form and the laevo form is left behind. The drawback is that one enantiomer is destroyed and the yield is small.

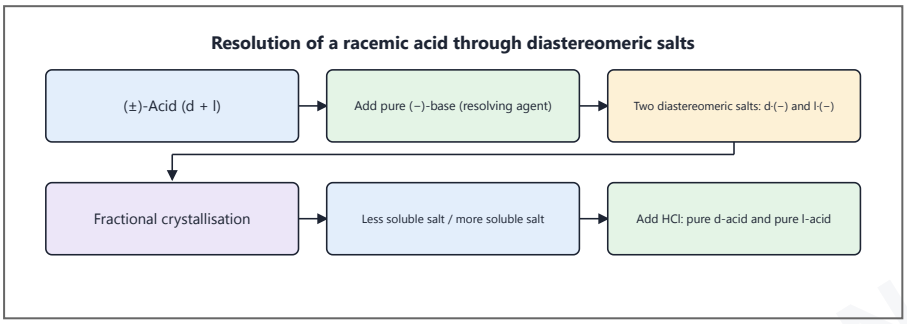
3. Chemical method (through diastereomers). This is the most widely used method.

- The racemic mixture is made to react with a single pure optically active compound (the resolving agent) to give a pair of **diastereomers**, which have different physical properties.
- A racemic acid, (±)-A, is treated with an optically active base such as (−)-brucine, (−)-strychnine or (−)-cinchonidine to give two salts:

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

(+)-acid·(−)-base and (−)-acid·(−)-base

- These salts are not mirror images, so their solubilities differ. They are separated by **fractional crystallisation**.
- Each pure salt is then treated with a strong acid such as HCl to liberate the pure enantiomer of the acid and the resolving agent.
- In the same way a racemic base is resolved with an optically active acid such as (+)-tartaric acid.



Resolution of a racemic acid through diastereomeric salts

4. Chromatographic method. The racemic mixture is passed through a column packed with a chiral stationary phase, or a chiral solvent is used. The two enantiomers interact differently with the chiral support, as in a diastereomeric complex, so one is retained for longer than the other. Chiral HPLC is the modern way to separate and analyse enantiomers.

5. Seeding (preferential crystallisation). A saturated solution of the racemic mixture is seeded with a crystal of one pure enantiomer. That enantiomer crystallises out preferentially and can be removed. The mother liquor is then enriched in the other form and is seeded with the opposite crystal.

COMPARISON

Method	Principle	Limitation
Mechanical	Different crystal shapes	Very few compounds
Biochemical	Enzymatic selectivity	One form destroyed
Chemical	Diastereomers differ in solubility	Needs a pure resolving agent
Chromatographic	Chiral stationary phase	Costly for large amounts
Seeding	Preferential crystallisation	Needs conglomerate formation

ASYMMETRIC SYNTHESIS

An alternative to resolution is asymmetric (enantioselective) synthesis, in which a chiral catalyst or reagent converts an achiral starting material directly into a single enantiomer, and so avoids the loss of half of the material.

CONCLUSION

A racemic mixture is an equimolar mixture of two enantiomers which is optically inactive by external compensation. It is resolved by converting it into diastereomers or by using a chiral environment, because enantiomers have identical physical properties.

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

भाग – II : हिन्दी माध्यम – आदर्श उत्तर

प्रत्येक उत्तर अंक-भार के अनुसार लिखा गया है — ढाँचा सीखें, फिर अपने शब्दों में लिखें।

खण्ड – अ · प्रश्न 1 : उत्तर कुंजी

क्र.	उत्तर	सही विकल्प	स्पष्टीकरण
1	(a)	18	एक कोश में अधिकतम $2n^2$ इलेक्ट्रॉन होते हैं। n = 3 के लिए यह 2 x 9 = 18 इलेक्ट्रॉन है (3s: 2, 3p: 6, 3d: 10)।
2	(d)	फ्लोरीन	फ्लोरीन का मान 3.98 है; छोटे आकार और उच्च प्रभावी नाभिकीय आवेश के कारण यह सर्वाधिक विद्युत ऋणात्मक तत्व है।
3	(c)	2	त्रिज्य नोडों की संख्या = n - l - 1। 3s के लिए n = 3 और l = 0, अतः संख्या 3 - 0 - 1 = 2 है।
4	(a)	N_2	CO में 6 + 8 = 14 इलेक्ट्रॉन हैं। N_2 में भी 7 + 7 = 14 इलेक्ट्रॉन हैं, जबकि O_2 में 16, NO में 15 और F_2 में 18 हैं।
5	(d)	O_2	O_2 के π^* कक्षकों में दो अयुग्मित इलेक्ट्रॉन हैं, इसलिए यह चुंबकीय क्षेत्र की ओर आकर्षित होता है। N_2, F_2 और CO में सभी इलेक्ट्रॉन युग्मित हैं।
6	(b)	5 σ और 1 π	एथीन में चार C-H σ आबंध, एक C-C σ आबंध और एक C-C π आबंध हैं, अर्थात 5 σ और 1 π।
7	(c)	गहरा लाल (क्रिमसन)	लिथियम लवण गहरी लाल ज्वाला देते हैं। सोडियम सुनहरा पीला, पोटैशियम बैंगनी और कैल्शियम ईंट जैसा लाल रंग देते हैं।
8	(b)	2	H_3PO_3 में दो P-OH समूह और एक P-H आबंध है। केवल P-OH के हाइड्रोजन आयनन योग्य हैं, इसलिए यह द्विक्षारकीय है।
9	(b)	बाह्य प्रतिकार	रेसेमिक मिश्रण में d और l प्रतिबिंब रूप बराबर मात्रा में होते हैं; उनके घूर्णन एक-दूसरे को निरस्त करते हैं, यह बाह्य प्रतिकार है। मेसो यौगिक में प्रतिकार आंतरिक होता है।
10	(c)	8	n भिन्न किरल केंद्रों के लिए त्रिविम समावयवियों की अधिकतम संख्या 2^n होती है। n = 3 के लिए यह $2^3 = 8$ है।

खण्ड – अ · प्रश्न 2 : लघु उत्तर

प्रश्न 2(a) — 4 अंक · शब्द-सीमा ≈ 100–120 शब्द

समइलेक्ट्रॉनिक आयनों N^{3-}, O^{2-}, F^-, Na^+, Mg^{2+} तथा Al^{3+} को आयनिक त्रिज्या के घटते क्रम में लिखिए और कारण समझाइए।

समइलेक्ट्रॉनिक स्पीशीज़ में इलेक्ट्रॉनों की संख्या समान किंतु नाभिकीय आवेश भिन्न होता है। छहों आयनों में 10 इलेक्ट्रॉन ($1s^2\ 2s^2\ 2p^6$) हैं, अतः आंतरिक इलेक्ट्रॉनों द्वारा परिरक्षण सभी में समान रहता है।

परमाणु क्रमांक 7 (N) से 13 (Al) तक बढ़ने पर नाभिकीय आवेश बढ़ता है और वही इलेक्ट्रॉन मेघ नाभिक की ओर अधिक खिंच जाता है। इस कारण प्रभावी नाभिकीय आवेश बढ़ता है और त्रिज्या घटती है।

त्रिज्या का क्रम: $N^{3-} > O^{2-} > F^- > Na^+ > Mg^{2+} > Al^{3+}$

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

आयन	N^{3-}	O^{2-}	F^-	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}
नाभिकीय आवेश	+7	+8	+9	+11	+12	+13
त्रिज्या (pm, पॉलिंग)	171	140	136	95	65	50

प्रश्न 2(b) 4 अंक · शब्द-सीमा ≈ 100–120 शब्द

सिग्मा (σ) तथा पाई (π) आबंधों में अंतर स्पष्ट कीजिए।

σ तथा π आबंध परमाणु कक्षकों के अतिव्यापन से बनने वाले दो प्रकार के सहसंयोजी आबंध हैं।

बिंदु	सिग्मा (σ) आबंध	पाई (π) आबंध
अतिव्यापन	अंतर्नाभिकीय अक्ष के अनुदिश आमने-सामने (अक्षीय)	समानांतर p कक्षकों का पार्श्विक (पाश्र्व) अतिव्यापन
विस्तार	अधिक अतिव्यापन	कम अतिव्यापन
सामर्थ्य	अधिक प्रबल	दुर्बल, सरलता से टूटता है
इलेक्ट्रॉन मेघ	आबंध अक्ष के परितः सममित	अक्ष के ऊपर व नीचे, नोडल तल सहित
मुक्त घूर्णन	संभव	प्रतिबंधित
अस्तित्व	अकेला रह सकता है; दो परमाणुओं के बीच पहला आबंध	केवल σ आबंध के साथ

उदाहरण: एथीन ($CH_2=CH_2$) में C=C द्विआबंध एक σ और एक π से बना है तथा कुल पाँच σ आबंध समतलीय ढाँचा देते हैं।

प्रश्न 2(c) 4 अंक · शब्द-सीमा ≈ 100–120 शब्द

कार्बाइड क्या हैं? प्रत्येक के एक उदाहरण सहित इनका वर्गीकरण कीजिए तथा CaC_2 और Al_4C_3 का जलअपघटन लिखिए।

कार्बाइड कार्बन के उन द्विअंगी यौगिक हैं जो कार्बन से कम या समान विद्युत ऋणात्मकता वाले तत्वों से बनते हैं। ये तीन प्रकार के होते हैं।

1. आयनिक (लवण-सदृश) कार्बाइड: s-ब्लॉक धातुओं, Al आदि से बनते हैं, जैसे CaC_2 (C_2^{2-} युक्त) और Al_4C_3 (C^{4-} युक्त)। ये जल से अपघटित हो जाते हैं।

2. सहसंयोजी कार्बाइड: Si और B से बनते हैं, जैसे SiC (कार्बोरंडम) और B_4C। ये अत्यंत कठोर, रासायनिक रूप से निष्क्रिय तथा उच्च गलनांक वाले होते हैं।

3. अंतराकाशी कार्बाइड: d-ब्लॉक धातुओं की जालक रिक्तियों में कार्बन परमाणु स्थित होते हैं, जैसे TiC, WC। ये कठोर, विद्युत चालक और अति उच्च गलनांक वाले होते हैं।

जलअपघटन:

- $CaC_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$ (ऐसीटिलीन)
- $Al_4C_3 + 12H_2O \rightarrow 4Al(OH)_3 + 3CH_4$ (मेथेन)

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

प्रश्न 2(d) 4 अंक · शब्द-सीमा ≈ 100–120 शब्द

क्षार धातुओं के सामान्य ऑक्साइड, परऑक्साइड तथा सुपरऑक्साइड की तुलना प्रत्येक के एक उदाहरण सहित कीजिए।

क्षार धातुएँ धातु आयन के आकार के अनुसार ऑक्सीजन के साथ तीन प्रकार के ऑक्साइड बनाती हैं; बड़े धनायन उच्च जालक ऊर्जा द्वारा बड़े ऋणायनों को स्थायी करते हैं।

प्रकार	ऋणायन	उदाहरण	O की ऑक्सीकरण अवस्था	चुंबकत्व
सामान्य ऑक्साइड	O^{2-}	Li_2O	−2	प्रतिचुंबकीय
परऑक्साइड	O_2^{2-}	Na_2O_2	−1	प्रतिचुंबकीय
सुपरऑक्साइड	O_2^{-}	KO_2	−½	अनुचुंबकीय (एक अयुग्मित इलेक्ट्रॉन)

लिथियम मुख्यतः Li_2O बनाता है, सोडियम Na_2O_2 देता है, तथा K, Rb और Cs सुपरऑक्साइड देते हैं।

- $Na_2O_2 + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2O_2$
- $2KO_2 + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2O_2 + O_2$
- $4KO_2 + 2CO_2 \rightarrow 2K_2CO_3 + 3O_2$, इसलिए KO_2 का उपयोग श्वसन उपकरणों में होता है।

प्रश्न 2(e) 4 अंक · शब्द-सीमा ≈ 100–120 शब्द

प्रतिबिंब समावयवी (एनैन्टिओमर) तथा अप्रतिबिंब समावयवी (डायस्टिरियोमर) में अंतर कीजिए।

दोनों किरल केंद्र वाले यौगिकों के त्रिविम समावयवी हैं, किंतु दर्पण-प्रतिबिंब संबंध में भिन्न हैं।

बिंदु	प्रतिबिंब समावयवी	अप्रतिबिंब समावयवी
संबंध	अध्यारोपण-अयोग्य दर्पण प्रतिबिंब	ऐसे त्रिविम समावयवी जो दर्पण प्रतिबिंब नहीं हैं
विन्यास	प्रत्येक किरल केंद्र पर विपरीत	कुछ केंद्रों पर विपरीत, कुछ पर समान
प्रकाशिक सक्रियता	समान मान, विपरीत चिह्न का घूर्णन (d व l)	भिन्न मान का घूर्णन, चिह्न में कोई संबंध नहीं
भौतिक गुण	समान (गलनांक, क्वथनांक, विलेयता)	भिन्न
रासायनिक गुण	अकिरल अभिकर्मक के प्रति समान	भिन्न
पृथक्करण	कठिन; वियोजन (रेज़ोल्यूशन) आवश्यक	क्रिस्टलन या आसवन से संभव

उदाहरण: D-(−)-टार्टरिक अम्ल और L-(+)-टार्टरिक अम्ल प्रतिबिंब समावयवी हैं, जबकि इनमें से कोई भी और मेसो-टार्टरिक अम्ल अप्रतिबिंब समावयवी हैं। n भिन्न किरल केंद्रों वाले यौगिक के 2^n त्रिविम समावयवी तथा 2^{n-1} प्रतिबिंब युग्म होते हैं।

खण्ड – ब · दीर्घ उत्तर

प्रश्न 3 · इकाई 1 10 अंक · ≈ 600–700 शब्द

परमाणु कक्षक क्या है? s, p तथा d कक्षकों की आकृतियाँ समझाइए। त्रिज्य तथा कोणीय नोड क्या हैं?

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

1s, 2s, 2p, 3s, 3p तथा 3d कक्षकों में नोडों की संख्या बताइए।

भूमिका

परमाणु कक्षक नाभिक के चारों ओर का वह क्षेत्र है जिसमें इलेक्ट्रॉन के पाए जाने की प्रायिकता अधिकतम (सामान्यतः 90 से 95 प्रतिशत) होती है। क्वांटम यांत्रिकीय मॉडल में इलेक्ट्रॉन को तरंग फलन ψ से व्यक्त किया जाता है, जो श्रोडिंगर तरंग समीकरण को हल करने पर मिलता है। ψ का स्वयं कोई भौतिक अर्थ नहीं है, किंतु किसी बिंदु पर ψ^2 उस बिंदु पर इलेक्ट्रॉन मिलने का प्रायिकता घनत्व बताता है। कक्षक का आकार, आकृति और अभिविन्यास क्वांटम संख्याओं n, l तथा m से निर्धारित होते हैं। कक्षक बोर की कक्षा से भिन्न है: कक्षा निश्चित वृत्तीय पथ है, जबकि कक्षक का कोई निश्चित पथ नहीं होता और वह प्रायिकता का त्रिविमीय क्षेत्र है।

त्रिज्य प्रायिकता वितरण

नाभिक से r दूरी पर एक पतले गोलीय कोश में इलेक्ट्रॉन मिलने की प्रायिकता $4\pi r^2\psi^2$ से दी जाती है। यह नाभिक पर शून्य होती है, बढ़कर अधिकतम होती है और फिर घटती है। 1s कक्षक में अधिकतम 52.9 pm पर आता है, जो बोर त्रिज्या a_0 है। 2s कक्षक में दो उच्चिष्ठ मिलते हैं, एक छोटा नाभिक के निकट और एक बड़ा दूर, तथा बीच में शून्य प्रायिकता का बिंदु होता है। यह भीतरी शिखर दिखाता है कि 2s इलेक्ट्रॉन 2p इलेक्ट्रॉन की तुलना में नाभिक के अधिक निकट प्रवेश करता है।

नोड

नोड वह क्षेत्र है जहाँ इलेक्ट्रॉन मिलने की प्रायिकता शून्य होती है।

- **त्रिज्य (गोलीय) नोड:** नाभिक से निश्चित दूरी पर गोलीय पृष्ठ जहाँ ψ का चिह्न बदलता है। संख्या = n − l − 1।
- **कोणीय नोड:** नाभिक से गुजरने वाला समतल या शंकु। संख्या = l।
- **कुल नोड** = n − 1।

कक्षक	n	l	त्रिज्य नोड	कोणीय नोड	कुल
1s	1	0	0	0	0
2s	2	0	1	0	1
2p	2	1	0	1	1
3s	3	0	2	0	2
3p	3	1	1	1	2
3d	3	2	0	2	2

कक्षकों की आकृतियाँ

s कक्षक (l = 0): यह गोलीय सममित और अदिशात्मक होता है, इसलिए प्रत्येक कोश में केवल एक s कक्षक होता है। n बढ़ने पर आकार बढ़ता है: 2s, 1s से बड़ा है। उच्च s कक्षकों के भीतर गोलीय नोड होते हैं।

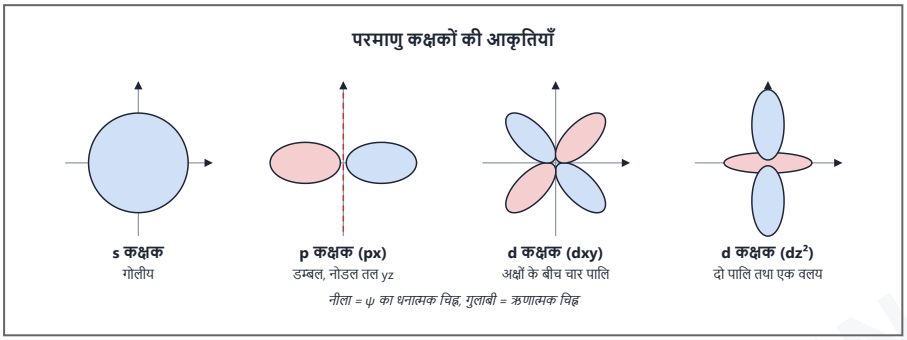
p कक्षक (l = 1): m = −1, 0 और +1 के लिए तीन p कक्षक होते हैं, जिन्हें p_x, p_y तथा p_z कहते हैं। प्रत्येक डम्बल के आकार का है, जिसके दो पालि नाभिक के विपरीत ओर होते हैं और बीच में नाभिक से गुजरने वाला नोडल तल होता है। p_x कक्षक x-अक्ष पर स्थित है और इसका नोडल तल yz तल है। तीनों कक्षक परस्पर लंबवत हैं और विलगित परमाणु में समान ऊर्जा (समऊर्जी) वाले हैं।

d कक्षक (l = 2): पाँच d कक्षक होते हैं: d_{xy}, d_{yz}, d_{zx}, $d_{x^2-y^2}$ तथा d_{z^2}। प्रत्येक में दो कोणीय नोड होते हैं।

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

- d_xy, d_yz और d_zx में चार पालि होते हैं, जो अक्षों के बीच स्थित रहकर तिपतिया (क्लोवर) पत्ती जैसी आकृति बनाते हैं।
- $d_{x^2-y^2}$ में भी चार पालि हैं, किंतु ये x और y अक्षों के अनुदिश होते हैं।
- d_{z^2} में z-अक्ष के अनुदिश दो पालि और xy तल में इलेक्ट्रॉन घनत्व का एक वलय (डोनट) होता है।

f कक्षक (l = 3): सात f कक्षक होते हैं, जिनकी आकृतियाँ अधिक जटिल हैं और तीन कोणीय नोड होते हैं। इनका भरना n = 4 से आरंभ होता है।



s, p तथा d कक्षकों की आकृतियाँ

आकृतियों का महत्व

p और d कक्षकों का दिशात्मक स्वभाव अणुओं के आबंध कोणों तथा संकरण की ज्यामिति को समझाता है। s, p और d इलेक्ट्रॉनों के भिन्न-भिन्न भेदन के कारण बहु-इलेक्ट्रॉन परमाणु में कोश के भीतर ऊर्जा क्रम s < p < d < f होता है।

निष्कर्ष

कक्षक ψ^2 द्वारा वर्णित त्रिविमीय प्रायिकता क्षेत्र है। इसके नोड (कुल n − 1) तथा आकृति n और l पर निर्भर करते हैं। ये विचार इलेक्ट्रॉनिक विन्यास और रासायनिक आबंधन का आधार हैं।

प्रश्न 3 (अथवा) • इकाई 1 10 अंक · ≈ 600–700 शब्द

विद्युत ऋणात्मकता की परिभाषा दीजिए। विद्युत ऋणात्मकता के मुलिकेन तथा ऑलरेड-रोचॉ पैमानों का वर्णन कीजिए। इसे प्रभावित करने वाले कारकों तथा इसके अनुप्रयोगों को समझाइए।

भूमिका

विद्युत ऋणात्मकता यह व्यक्त करती है कि आबंधित परमाणु साझा इलेक्ट्रॉन युग्म को अपने नाभिक की ओर कितनी प्रबलता से खींचता है। यह विलगित परमाणु का मापनीय गुण नहीं है, इसलिए इसकी कोई इकाई नहीं होती और इसके कई पैमाने प्रस्तावित किए गए हैं। पॉलिंग का ऊष्मारासायनिक पैमाना सर्वाधिक प्रसिद्ध है, किंतु मुलिकेन तथा ऑलरेड-रोचॉ ने इस विचार को परमाणु के गुणों से निकाला।

मुलिकेन पैमाना

मुलिकेन ने सुझाया कि जो परमाणु अच्छा इलेक्ट्रॉन ग्राही (उच्च इलेक्ट्रॉन बंधुता) हो और अपने इलेक्ट्रॉनों को भी दृढ़ता से पकड़े (उच्च आयनन ऊर्जा), वह आबंधी इलेक्ट्रॉनों को प्रबलता से आकर्षित करेगा। उन्होंने विद्युत ऋणात्मकता को दोनों के औसत के रूप में परिभाषित किया:

χ(मुलिकेन) = (IE + EA) / 2

दोनों राशियाँ एक ही इकाई, सामान्यतः eV, में ली जाती हैं। eV में व्यक्त मुलिकेन मान पॉलिंग मानों के लगभग 2.8 गुना होते हैं, अतः

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

χ(पॉलिंग) ≈ (IE + EA) / 5.6

फ्लोरीन के लिए IE = 17.4 eV तथा EA = 3.4 eV है, जिससे लगभग 3.7 मिलता है जो पॉलिंग मान 3.98 के निकट है। इस पैमाने में IE और EA के संयोजी-अवस्था मान लिए जाते हैं, इसलिए इसे भिन्न संकरण अवस्थाओं वाले परमाणुओं पर लगाया जा सकता है। इसकी कमी यह है कि अनेक तत्वों, जैसे उत्कृष्ट गैसों और Be, के लिए विश्वसनीय इलेक्ट्रॉन बंधुता आँकड़े उपलब्ध नहीं हैं।

ऑलरेड-रोचॉ पैमाना

ऑलरेड और रोचॉ ने विद्युत ऋणात्मकता को उस स्थिर वैद्युत बल के रूप में परिभाषित किया जो नाभिक सहसंयोजी त्रिज्या पर संयोजी इलेक्ट्रॉन पर लगाता है:

बल = e^2 Zeff / r^2

और इसे इस रूप में लिखा:

χ(AR) = 0.359 Zeff / r^2 + 0.744

जहाँ Zeff स्लेटर नियमों से निकाला गया प्रभावी नाभिकीय आवेश है और r सहसंयोजी त्रिज्या (ऐंगस्ट्रॉम में) है। स्थिरांक ऐसे चुने गए हैं कि मान लगभग पॉलिंग पैमाने से मिलें। यह पैमाना स्पष्ट दिखाता है कि कारक नाभिकीय आकर्षण और परमाणु का आकार हैं। इसका लाभ यह है कि केवल त्रिज्या और Zeff चाहिए, इसलिए जिन तत्वों के ऊष्मारासायनिक आँकड़े नहीं हैं उनके मान भी निकाले जा सकते हैं।

पैमानों की तुलना

बिंदु	पॉलिंग	मुलिकेन	ऑलरेड-रोचॉ
आधार	आबंध ऊर्जाएँ	IE तथा EA	Zeff तथा सहसंयोजी त्रिज्या
सूत्र	χA − χB = 0.208√Δ	(IE + EA)/2	0.359 Zeff/r^2 + 0.744
आवश्यक आँकड़े	ऊष्मारासायनिक आँकड़े	गैसीय IE, EA	स्लेटर Zeff, त्रिज्या
सीमा	आबंध ऊर्जा आँकड़े चाहिए	सभी की EA ज्ञात नहीं	स्लेटर नियमों पर निर्भर

विद्युत ऋणात्मकता को प्रभावित करने वाले कारक

1. **परमाणु का आकार:** छोटे परमाणु आबंधी इलेक्ट्रॉनों को अधिक प्रबलता से खींचते हैं।
2. **प्रभावी नाभिकीय आवेश:** अधिक Zeff से अधिक मान मिलता है।
3. **संकरण:** s-गुण जितना अधिक, विद्युत ऋणात्मकता उतनी अधिक: sp (50% s) > sp^2 (33%) > sp^3 (25%)। इसीलिए ऐल्काइन का कार्बन ऐल्केन के कार्बन से अधिक विद्युत ऋणात्मक है।
4. **ऑक्सीकरण अवस्था:** धनात्मक ऑक्सीकरण अवस्था बढ़ने पर विद्युत ऋणात्मकता बढ़ती है, जैसे Fe^{3+}, Fe^{2+} से अधिक विद्युत ऋणात्मक है।
5. **परमाणु पर आवेश:** धनावेश इसे बढ़ाता है, ऋणावेश घटाता है।

आवर्ती प्रवृत्ति

आवर्त में बाएँ से दाएँ यह बढ़ती है क्योंकि Zeff बढ़ता है और आकार घटता है। वर्ग में ऊपर से नीचे यह घटती है क्योंकि आकार तथा परिरक्षण बढ़ते हैं। फ्लोरीन सर्वाधिक और सीज़ियम व फ्रांसियम न्यूनतम विद्युत ऋणात्मक हैं।

अनुप्रयोग

- **आबंध की प्रकृति:** लगभग 1.7 या अधिक अंतर मुख्यतः आयनिक आबंध दर्शाता है, जबकि कम अंतर सहसंयोजी आबंध दर्शाता है।
- **आबंध ध्रुवणता व द्विध्रुव आघूर्ण:** अंतर जितना अधिक, आबंध उतना ध्रुवीय।

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

- **प्रतिशत आयनिक गुण:** इसे हैनी-स्मिथ समीकरण % = $16\Delta\chi + 3.5\Delta\chi^2$ से आँका जाता है।
- **आबंध सामर्थ्य:** बहुत भिन्न विद्युत ऋणात्मकता वाले परमाणुओं के बीच आबंध उनके समनाभिकीय आबंधों के औसत से प्रबल होते हैं।
- **ऑक्साइडों व हाइड्रॉक्साइडों का स्वभाव:** अत्यंत विद्युत धनात्मक तत्व का ऑक्साइड क्षारीय और अधिक विद्युत ऋणात्मक तत्व का अम्लीय होता है।

निष्कर्ष

विद्युत ऋणात्मकता आबंध में परमाणु की खींचने की क्षमता का माप है। मुलिकेन ने इसे IE व EA से और ऑलरेड-रोचॉ ने Zeff व त्रिज्या से जोड़ा, और सभी पैमाने समान आवर्ती प्रवृत्तियाँ देते हैं।

प्रश्न 4 · इकाई 2 10 अंक · ≈ 600–700 शब्द

विषमनाभिकीय द्विपरमाणुक अणु CO का आण्विक कक्षक ऊर्जा स्तर आरेख बनाइए। इसकी आबंध कोटि की गणना कीजिए तथा चुंबकीय व्यवहार की विवेचना कीजिए। NO का MO चित्र CO से किस प्रकार भिन्न है?

भूमिका

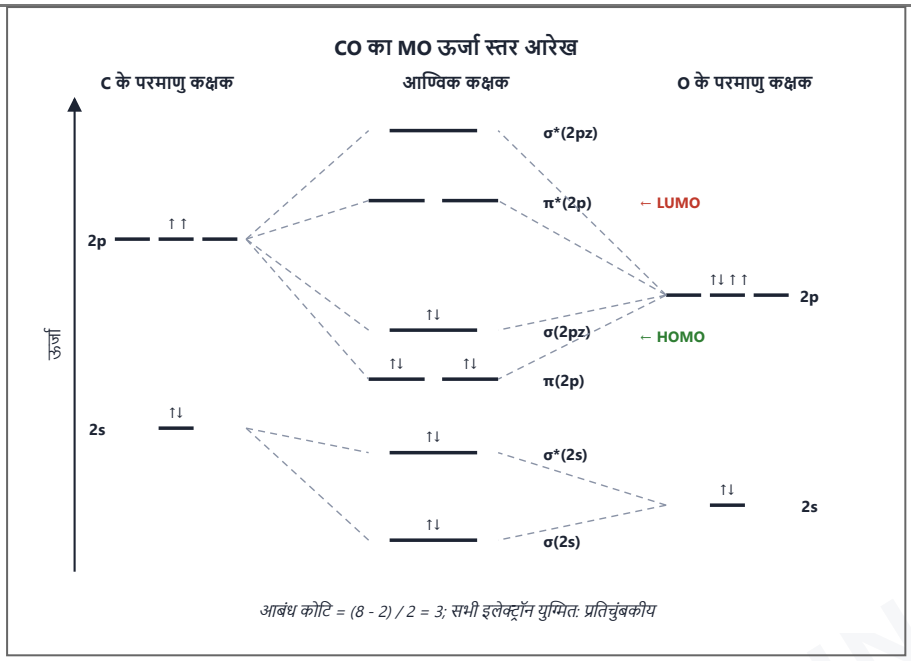
विषमनाभिकीय द्विपरमाणुक अणु में दोनों परमाणुओं की विद्युत ऋणात्मकता भिन्न होती है, इसलिए उनके परमाणु कक्षकों की ऊर्जाएँ भी भिन्न होती हैं। अधिक विद्युत ऋणात्मक परमाणु का कक्षक नीचे स्थित होता है। केवल समान ऊर्जा और उपयुक्त सममिति वाले कक्षक ही प्रभावी रूप से संयोग करते हैं; परिणामी आबंधी आण्विक कक्षक में अधिक विद्युत ऋणात्मक परमाणु का गुण अधिक होता है, जबकि प्रतिआबंधी कक्षक कम विद्युत ऋणात्मक परमाणु जैसा होता है।

CO के आण्विक कक्षक

कार्बन के 4 और ऑक्सीजन के 6 संयोजी इलेक्ट्रॉन हैं, अतः CO में 10 संयोजी इलेक्ट्रॉन हैं, जो N_2 के बराबर हैं। ऑक्सीजन के 2s और 2p स्तर कार्बन से नीचे हैं। ऑक्सीजन का 2s कार्बन के 2s से काफी नीचे है और उससे दुर्बल अतिव्यापन करता है, इसलिए σ(2s) कक्षक मुख्यतः ऑक्सीजन के 2s जैसा है। N_2 की तरह 2s और 2p के मिश्रण से σ(2p_z) स्तर π(2p) युग्म से ऊपर चला जाता है, अतः ऊर्जा क्रम यह है:

$\sigma(2s) < \sigma^*(2s) < \pi(2p_x) = \pi(2p_y) < \sigma(2p_z) < \pi^*(2p_x) = \pi^*(2p_y) < \sigma^*(2p_z)$

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।



CO का MO ऊर्जा स्तर आरेख

इलेक्ट्रॉनिक विन्यास

10 इलेक्ट्रॉन ऊर्जा के क्रम में भरे जाते हैं:

$\sigma(2s)^2\ \sigma^*(2s)^2\ \pi(2p_x)^2\ \pi(2p_y)^2\ \sigma(2p_z)^2$

आबंध कोटि

आबंधी इलेक्ट्रॉन Nb = 2 + 4 + 2 = 8; प्रतिआबंधी इलेक्ट्रॉन Na = 2।

आबंध कोटि = (Nb − Na)/2 = (8 − 2)/2 = 3

अतः कार्बन और ऑक्सीजन त्रिआबंध (एक σ तथा दो π) से जुड़े हैं, जो 113 pm की छोटी आबंध लंबाई और लगभग 1070 kJ mol^{-1} की उच्च आबंध वियोजन ऊर्जा से मेल खाता है।

चुंबकीय व्यवहार

सभी इलेक्ट्रॉन युग्मित हैं, अतः CO प्रतिचुंबकीय है।

चित्र की अन्य विशेषताएँ

- उच्चतम अधिकृत कक्षक (HOMO) σ(2p_z) है, जो मुख्यतः कार्बन पर एकाकी युग्म है। इसी कारण धातु कार्बोनिलों, जैसे $Ni(CO)_4$, में CO कार्बन के द्वारा दान करता है।
- निम्नतम रिक्त कक्षक (LUMO) π* कक्षक हैं, जो मुख्यतः कार्बन जैसे हैं। ये धातु से प्रतिदान किए गए d इलेक्ट्रॉन ग्रहण करते हैं।
- CO, N_2, CN^- तथा NO^+ के साथ समइलेक्ट्रॉनिक है और सभी की आबंध कोटि 3 है। किंतु N_2 के विपरीत CO का आरेख असममित है, क्योंकि दोनों परमाणु भिन्न ऊर्जा के कक्षक देते हैं और कक्षकों में परमाणुओं का योगदान असमान होता है।

CO की ध्रुवणता

आबंधी कक्षक σ(2s) तथा π(2p) ऊर्जा में ऑक्सीजन के कक्षकों के अधिक निकट हैं, इसलिए उनमें ऑक्सीजन का गुण अधिक है और आबंधी इलेक्ट्रॉन ऑक्सीजन की ओर विस्थापित होते हैं। किंतु HOMO σ(2p_z) मुख्यतः कार्बन पर एकाकी युग्म है, जो आवेश को विपरीत दिशा में विस्थापित करता है। दोनों प्रभाव लगभग निरस्त हो

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

जाते हैं, इसलिए CO का द्विध्रुव आघूर्ण बहुत कम (लगभग 0.1 D) है और ऑक्सीजन अधिक विद्युत ऋणात्मक होने पर भी कार्बन हल्के ऋणात्मक सिरे पर रहता है।

NO के आण्विक कक्षक

नाइट्रिक ऑक्साइड में 5 + 6 = 11 संयोजी इलेक्ट्रॉन हैं। इसका ऊर्जा आरेख समान है और पहले 10 इलेक्ट्रॉन CO की तरह उन्हीं कक्षकों में भरते हैं। ग्यारहवाँ इलेक्ट्रॉन किसी एक समऊर्जी π^* कक्षक में जाता है:

$\sigma(2s)^2\ \sigma^*(2s)^2\ \pi(2p)^4\ \sigma(2p_z)^2\ \pi^*(2p)^1$

- **आबंध कोटि** = (8 − 3)/2 = 2.5
- **चुंबकत्व:** एक अयुग्मित इलेक्ट्रॉन है, इसलिए CO के विपरीत NO अनुचुंबकीय है।
- **आयनन:** π^* इलेक्ट्रॉन प्रतिआबंधी और उच्च ऊर्जा का होने से सरलता से निकल जाता है। NO^+ आयन की आबंध कोटि 3 है और इसकी आबंध लंबाई (106 pm) NO (115 pm) से कम है।

गुण	CO	NO
संयोजी इलेक्ट्रॉन	10	11
आबंध कोटि	3	2.5
चुंबकीय प्रकृति	प्रतिचुंबकीय	अनुचुंबकीय
आबंध लंबाई	113 pm	115 pm

निष्कर्ष

MO सिद्धांत CO को 3 आबंध कोटि और प्रतिचुंबकीय गुण देता है तथा इसके दाता व ग्राही व्यवहार को समझाता है। NO में अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन प्रतिआबंधी कक्षक में जाता है, जिससे आबंध कोटि 2.5 रह जाती है और अणु अनुचुंबकीय हो जाता है।

प्रश्न 4 (अथवा) · इकाई 2 10 अंक · ≈ 600–700 शब्द

त्रिज्या अनुपात नियम बताइए। अष्टफलकीय उप-सहसंयोजन के लिए सीमांत त्रिज्या अनुपात व्युत्पन्न कीजिए तथा दिखाइए कि यह NaCl, CsCl एवं ZnS की संरचनाओं की कैसे भविष्यवाणी करता है। इसकी सीमाएँ लिखिए।

भूमिका

आयनिक क्रिस्टल में प्रत्येक आयन अपने स्पर्श में आ सकने वाले जितने विपरीत आवेशित आयनों से घिरा रहता है। यह संख्या उप-सहसंयोजन संख्या कहलाती है। संकुलन मुख्यतः आयनों के सापेक्ष आकार से तय होता है, इसलिए धनायन और ऋणायन की त्रिज्याओं के अनुपात r^+/r^- से उप-सहसंयोजन संख्या तथा क्रिस्टल संरचना का अनुमान लगाया जाता है।

नियम का कथन

धनायन तब सर्वाधिक स्थायी होता है जब वह अधिकतम संख्या में ऋणायनों के संपर्क में हो, किंतु ऋणायन इतने पास न आ जाएँ कि आपस में स्पर्श करने लगें। धनायन जितना छोटा होगा, उसे घेरने वाले ऋणायन उतने कम होंगे। प्रत्येक ज्यामिति के लिए r^+/r^- का एक न्यूनतम मान होता है जिससे कम होने पर धनायन रिक्ति में ढीला रह जाता है और संरचना अस्थायी हो जाती है तथा आयन कम उप-सहसंयोजन संख्या में पुनर्व्यवस्थित हो जाते हैं।

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

अष्टफलकीय उप-सहसंयोजन की व्युत्पत्ति

अष्टफलकीय रिक्ति में स्थित धनायन छह ऋणायनों को स्पर्श करता है। उस समतल पर विचार कीजिए जिसमें इनमें से चार ऋणायन a भुजा वाले वर्ग के कोनों पर हैं।

- ऋणायन आपस में स्पर्श करते हैं, अतः $a = 2r^-$।
- वर्ग का विकर्ण $a\sqrt{2} = 2\sqrt{2}\, r^-$ है।
- विकर्ण धनायन से भी गुजरता है, इसलिए यह $2(r^+ + r^-)$ के बराबर है।

अतः $2(r^+ + r^-) = 2\sqrt{2}\, r^-$, अर्थात $r^+ + r^- = 1.414\, r^-$ और

$r^+/r^- = 0.414$

इस मान से कम पर ऋणायन आपस में स्पर्श कर लेंगे और धनायन उनसे संपर्क में नहीं रहेगा, इसलिए व्यवस्था अस्थायी होगी। ऊपरी सीमा 0.732 वह मान है जहाँ अष्टगुण उप-सहसंयोजन संभव होता है।

सीमांत अनुपात तथा संरचनाएँ

r^+/r^-	उप-सहसंयोजन संख्या	ज्यामिति	उदाहरण
0.155 – 0.225	3	त्रिकोणीय समतलीय	B_2O_3
0.225 – 0.414	4	चतुष्फलकीय	ZnS
0.414 – 0.732	6	अष्टफलकीय	NaCl
0.732 – 1.0	8	घनीय	CsCl

सीमा मान के निकट अनुपात होने पर दो संरचनाएँ संभव होती हैं और वास्तविक संरचना ताप तथा दाब जैसी परिस्थितियों पर निर्भर करती है। आयनों को कठोर गोले माना जाता है, इसलिए अनुपात विशुद्ध ज्यामितीय राशि है।

कुछ क्रिस्टलों पर अनुप्रयोग

NaCl: $r^+/r^- = 95/181 = 0.525$, जो 0.414 से 0.732 के परास में है, अतः उप-सहसंयोजन संख्या 6 है। प्रत्येक Na^+ छह Cl^- से तथा प्रत्येक Cl^- छह Na^+ से घिरा है (6 : 6)। Cl^- फलक-केंद्रित घनीय जालक बनाते हैं और Na^+ सभी अष्टफलकीय रिक्तियाँ भरते हैं।

CsCl: $r^+/r^- = 169/181 = 0.93$, जो 0.732 से 1.0 के परास में है, अतः उप-सहसंयोजन संख्या 8 है (8 : 8)। Cs^+ सरल घनीय Cl^- व्यवस्था के केंद्र की घनीय रिक्ति में स्थित है।

ZnS (ज़िंक ब्लेंड): $r^+/r^- = 74/184 = 0.40$, जो 0.225 से 0.414 के परास में है, अतः उप-सहसंयोजन संख्या 4 है (4 : 4)। S^{2-} फलक-केंद्रित घनीय जालक बनाते हैं और Zn^{2+} आधी चतुष्फलकीय रिक्तियाँ भरते हैं।

सीमाएँ

1. नियम मानता है कि आयन दृढ़, पूर्णतः गोलीय और संपर्क में हैं। वास्तव में आयन ध्रुवणीय हैं और उनका आकार परिवेश के साथ बदलता है।
2. यह सहसंयोजी गुण और ध्रुवण की उपेक्षा करता है। उदाहरणार्थ AgI का अनुपात लगभग 0.58 है जो उप-सहसंयोजन 6 सुझाता है, किंतु यह 4 : 4 संरचना अपनाता है।
3. कई क्रिस्टल इसका पालन नहीं करते। RbCl का अनुपात लगभग 0.82 है और इसे 8 : 8 होना चाहिए, परंतु सामान्य दाब पर यह NaCl संरचना लेता है।
4. यह अधिक जटिल यौगिकों, जैसे AB_2 सूत्र वाले, की संरचना की भविष्यवाणी नहीं कर सकता।
5. आयनिक त्रिज्याएँ स्वयं उप-सहसंयोजन संख्या पर निर्भर करती हैं, इसलिए अनुपात केवल सन्निकट है।

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

निष्कर्ष

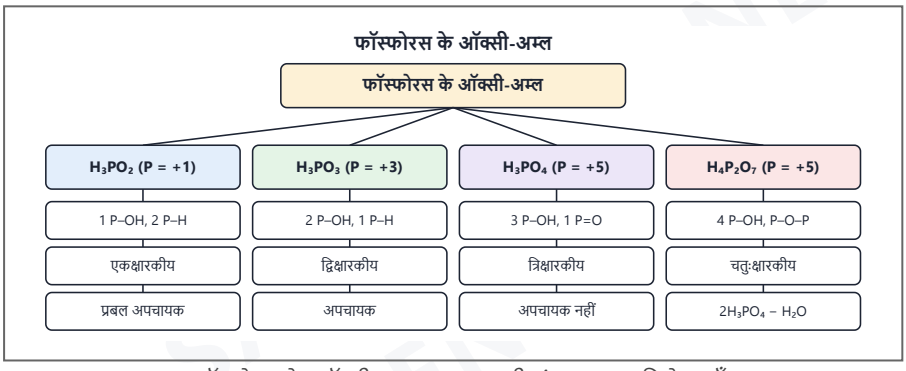
त्रिज्या अनुपात नियम आयनों के आकार को आयनिक ठोसों की उप-सहसंयोजन संख्या और संरचना से जोड़ने वाला सरल ज्यामितीय मार्गदर्शक है। यह NaCl, CsCl तथा ZnS की सही भविष्यवाणी करता है, किंतु जहाँ ध्रुवण या सहसंयोजी गुण महत्वपूर्ण हो वहाँ असफल रहता है।

प्रश्न 5 · इकाई 3 10 अंक · ≈ 600–700 शब्द

फॉस्फोरस के ऑक्सी-अम्लों: हाइपोफॉस्फोरस, फॉस्फोरस तथा ऑर्थोफॉस्फोरिक अम्ल की संरचनाएँ, क्षारकता एवं महत्वपूर्ण अभिक्रियाएँ बताइए। इनका विरचन कैसे किया जाता है?

भूमिका

फॉस्फोरस अनेक ऑक्सी-अम्ल बनाता है जिनमें प्रत्येक P परमाणु चतुष्फलकीय रूप से आबंधित होता है और कम से कम एक P=O आबंध रखता है। इनमें P–OH समूह होते हैं जो अम्लीय एवं आयनन योग्य हैं, और कुछ में P–H आबंध होते हैं जो आयनित नहीं होते किंतु अपचायक गुण देते हैं। अतः ऑक्सी-अम्ल की **क्षारकता** P–OH समूहों की संख्या के बराबर होती है, सूत्र में हाइड्रोजन परमाणुओं की संख्या के बराबर नहीं।



फॉस्फोरस के ऑक्सी-अम्ल तथा उनकी संरचनात्मक विशेषताएँ

1. हाइपोफॉस्फोरस अम्ल, H_3PO_2 (फॉस्फिनिक अम्ल)

- **P की ऑक्सीकरण अवस्था:** +1।
- **संरचना:** एक P=O, एक P–OH तथा दो P–H आबंध, अतः यह **एकक्षारकीय** है।
- **विरचन:** श्वेत फॉस्फोरस को बैराइटा जल के साथ उबालने पर बेरियम हाइपोफॉस्फाइट बनता है, जिसे तनु H_2SO_4 से उपचारित किया जाता है।

$$2P_4 + 3Ba(OH)_2 + 6H_2O \rightarrow 2PH_3 + 3Ba(H_2PO_2)_2$$

$$Ba(H_2PO_2)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + 2H_3PO_2$$

- **गुण:** यह प्रबल अपचायक है, जो Ag^+ को Ag तथा Cu^{2+} को तांबे में अपचयित करता है। गर्म करने पर असमानुपातित होता है:

$$2H_3PO_2 \rightarrow H_3PO_4 + PH_3$$

2. फॉस्फोरस अम्ल, H_3PO_3 (फॉस्फोनिक अम्ल)

- **P की ऑक्सीकरण अवस्था:** +3।
- **संरचना:** एक P=O, दो P–OH तथा एक P–H आबंध, अतः यह **द्विक्षारकीय** है।
- **विरचन:** P_4O_6 या PCl_3 के जलअपघटन से।

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

$P_4O_6 + 6H_2O \rightarrow 4H_3PO_3$

$PCl_3 + 3H_2O \rightarrow H_3PO_3 + 3HCl$

- **गुण:** यह लवणों की दो श्रेणियाँ बनाता है, NaH_2PO_3 तथा Na_2HPO_3। यह अच्छा अपचायक है, जैसे $2AgNO_3 + H_3PO_3 + H_2O \rightarrow 2Ag + 2HNO_3 + H_3PO_4$। गर्म करने पर यह फॉस्फोरिक अम्ल और फॉस्फीन में असमानुपातित होता है:

$4H_3PO_3 \rightarrow 3H_3PO_4 + PH_3$

3. ऑर्थोफॉस्फोरिक अम्ल, H_3PO_4

- **P की ऑक्सीकरण अवस्था:** +5।
- **संरचना:** चतुष्फलकीय फॉस्फोरस परमाणु के चारों ओर एक P=O और तीन P–OH समूह, अतः यह **त्रिक्षारकीय** है। यह लवणों की तीन श्रेणियाँ देता है: NaH_2PO_4, Na_2HPO_4 तथा Na_3PO_4।
- **विरचन:**

(क) फॉस्फोरस पेन्टाऑक्साइड से: $P_4O_{10} + 6H_2O \rightarrow 4H_3PO_4$।

(ख) औद्योगिक रूप से (आर्द्र विधि) फॉस्फेट शैल से: $Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 \rightarrow 2H_3PO_4 + 3CaSO_4$।

(ग) लाल फॉस्फोरस को सांद्र HNO_3 से ऑक्सीकृत करके।

- **गुण:** यह रंगहीन, प्रस्वेद्य (नमी सोखने वाला) ठोस (गलनांक 42 °C) तथा मध्यम प्रबल अम्ल है। P अपनी उच्चतम ऑक्सीकरण अवस्था में होने के कारण यह न ऑक्सीकारक है न अपचायक। गर्म करने पर यह संघनित होता है:

$2H_3PO_4 \rightarrow H_4P_2O_7 + H_2O$ (लगभग 250 °C, पायरोफॉस्फोरिक अम्ल)

$H_4P_2O_7 \rightarrow 2HPO_3 + H_2O$ (लगभग 600 °C, मेटाफॉस्फोरिक अम्ल)

- **उपयोग:** फॉस्फेट उर्वरकों के निर्माण में, शीतल पेयों में अम्लीकारक के रूप में, जंग हटाने में तथा बफर विलयन बनाने में।

क्षारकता हाइड्रोजन की संख्या के बराबर क्यों नहीं होती

फॉस्फोरस से सीधे जुड़ा हाइड्रोजन H^+ के रूप में मुक्त नहीं होता, क्योंकि P–H आबंध लगभग अध्रुवीय है (P और H की विद्युत ऋणात्मकता लगभग समान है), जबकि P–OH समूह का O–H आबंध पास के P=O समूह द्वारा प्रबल रूप से ध्रुवित होता है। इसीलिए H_3PO_2 केवल एक बार और H_3PO_3 केवल दो बार आयनित होता है।

कुछ परीक्षण

- H_3PO_2 तथा H_3PO_3 दोनों $AgNO_3$ को चाँदी में और $HgCl_2$ को पारे में अपचयित करते हैं, किंतु H_3PO_4 नहीं करता।
- अमोनियम मॉलिब्डेट को नाइट्रिक अम्ल में गर्म करने पर फॉस्फेट आयन अमोनियम फॉस्फोमॉलिब्डेट का कैनरी-पीला अवक्षेप देते हैं।
- हाइपोफॉस्फोरस अम्ल तथा इसका सोडियम लवण इलेक्ट्रोलेस निकेल लेपन में अपचायक के रूप में प्रयुक्त होते हैं।

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

तुलना

गुण	H_3PO_2	H_3PO_3	H_3PO_4
P की ऑक्सीकरण अवस्था	+1	+3	+5
P–OH समूह	1	2	3
P–H आबंध	2	1	0
क्षारकता	1	2	3
अपचायक गुण	प्रबल	मध्यम	नहीं

संबंधित अम्ल

पायरोफॉस्फोरिक अम्ल $H_4P_2O_7$ में P–O–P सेतु तथा चार P–OH समूह हैं, अतः यह चतुःक्षारकीय है। मेटाफॉस्फोरिक अम्ल $(HPO_3)_n$ एकक्षारकीय है।

निष्कर्ष

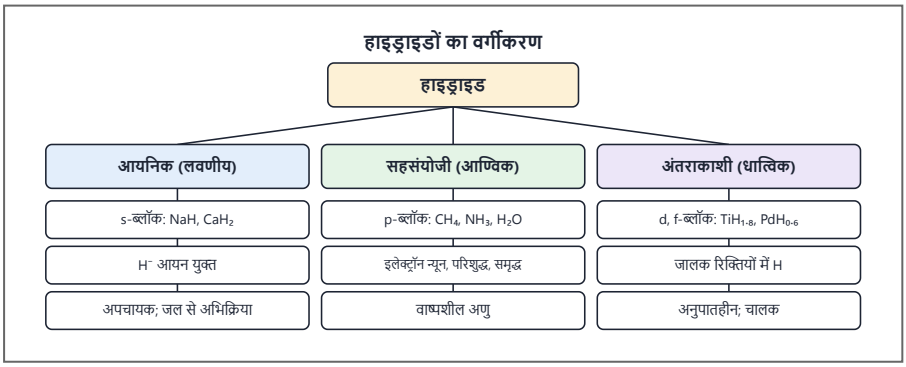
फॉस्फोरस के ऑक्सी-अम्लों में क्षारकता P–OH समूहों की संख्या पर तथा अपचायक गुण P–H आबंधों की संख्या पर निर्भर करता है। ऑक्सीकरण संख्या +1 से +5 तक बढ़ने पर अपचायक क्षमता समाप्त हो जाती है। ये तथ्य किसी अज्ञात फॉस्फोरस अम्ल को उसकी अपचायक क्रिया और उससे बनने वाली लवण श्रेणियों की संख्या से पहचानने में सहायक हैं।

प्रश्न 5 (अथवा) · इकाई 3 10 अंक · ≈ 600–700 शब्द

हाइड्राइडों का वर्गीकरण कीजिए। आयनिक, सहसंयोजी तथा अंतराकाशी हाइड्राइडों के विरचन, संरचना एवं गुणों का उपयुक्त उदाहरणों सहित वर्णन कीजिए तथा सहसंयोजी हाइड्राइडों के गुणों में आवर्ती प्रवृत्तियाँ समझाइए।

भूमिका

हाइड्रोजन अधिकांश तत्वों से संयोग करके द्विअंगी यौगिक बनाता है जिन्हें हाइड्राइड कहते हैं। आबंध की प्रकृति के अनुसार इन्हें तीन मुख्य प्रकारों में बाँटा जाता है: आयनिक (लवणीय), सहसंयोजी (आण्विक) तथा धात्विक (अंतराकाशी)। हाइड्रोजन उत्कृष्ट गैसों से स्थायी हाइड्राइड नहीं बनाता, और वर्ग 7, 8 तथा 9 के अधिकांश d-ब्लॉक तत्व भी इन्हें नहीं बनाते, जिसे हाइड्राइड अंतराल कहते हैं।



हाइड्राइडों का वर्गीकरण

1. आयनिक (लवणीय) हाइड्राइड

- **किनसे बनते हैं:** अत्यंत विद्युत धनात्मक s-ब्लॉक धातुओं, अर्थात क्षार धातुओं तथा भारी क्षारीय मृदा धातुओं (Ca, Sr, Ba) से।

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

- **विरचन:** धातु को हाइड्रोजन के साथ गर्म करके सीधे संयोग से।

$2Na + H_2 \rightarrow 2NaH$ (लगभग 650 K)

$Ca + H_2 \rightarrow CaH_2$

- **संरचना:** इनके क्रिस्टल जालक धातु धनायनों और हाइड्राइड आयनों (H^-) से बने होते हैं। LiH, NaH, KH आदि सेंधा-नमक संरचना अपनाते हैं।
- **गुण:** ये श्वेत क्रिस्टलीय, उच्च गलनांक वाले, अवाष्पशील तथा ठोस अवस्था में विद्युत के कुचालक होते हैं। गलित हाइड्राइड के विद्युत अपघटन में हाइड्रोजन **एनोड** पर मुक्त होती है, जो H^- की उपस्थिति सिद्ध करता है। ये जल से तीव्र अभिक्रिया करते हैं, प्रबल अपचायक हैं, और अभिक्रिया से क्षारीय विलयन तथा हाइड्रोजन मिलते हैं:

$NaH + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$

$CaH_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + 2H_2$

- **उपयोग:** CaH_2 का उपयोग शुष्कक के रूप में तथा हाइड्रोजन के स्रोत के रूप में होता है।

2. सहसंयोजी (आण्विक) हाइड्राइड

- **किनसे बनते हैं:** उच्च विद्युत ऋणात्मकता वाले p-ब्लॉक तत्वों, जैसे B, C, N, O तथा F, और साथ ही Si, P, S तथा Cl से।
- **संरचना व प्रकृति:** दुर्बल बलों से बँधे पृथक छोटे अणु, इसलिए ये गैस या वाष्पशील द्रव होते हैं जिनके गलनांक कम होते हैं।
- **उपप्रकार:**

(क) **इलेक्ट्रॉन-न्यून:** केंद्रीय परमाणु के पास सामान्य आबंधों से अष्टक पूरा करने हेतु पर्याप्त इलेक्ट्रॉन नहीं होते, जैसे B_2H_6।

(ख) **इलेक्ट्रॉन-परिशुद्ध:** आबंधों के लिए ठीक आवश्यक इलेक्ट्रॉन, जैसे CH_4, SiH_4, GeH_4। ये चतुष्फलकीय होते हैं।

(ग) **इलेक्ट्रॉन-समृद्ध:** केंद्रीय परमाणु पर एकाकी युग्म होते हैं, जैसे NH_3 (1 एकाकी युग्म), H_2O (2) तथा HF (3)।

- **विरचन:** प्रत्यक्ष संयोग (हैबर विधि से $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$) या धातु यौगिकों से, जैसे $Mg_3N_2 + 6H_2O \rightarrow 3Mg(OH)_2 + 2NH_3$।

3. धात्विक (अंतराकाशी) हाइड्राइड

- **किनसे बनते हैं:** अनेक d-ब्लॉक तथा f-ब्लॉक धातुओं, जैसे Ti, Zr, Pd से।
- **संरचना:** हाइड्रोजन परमाणु धातु जालक की अंतराकाशी रिक्तियों में स्थित होते हैं, इसलिए जालक थोड़े प्रसार के साथ बना रहता है।
- **गुण:** ये प्रायः **अनुपातहीन (अस्टॉइकियोमीट्रिक)** होते हैं, जैसे $TiH_{1.8}$, $PdH_{0.6}$, कठोर होते हैं, धात्विक चालकता एवं चमक दिखाते हैं तथा धातु से कम घनत्व वाले होते हैं। पैलेडियम अपने आयतन का लगभग 900 गुना तक हाइड्रोजन अवशोषित कर सकता है, जो हाइड्रोजन भंडारण व शोधन में उपयोगी है।

सहसंयोजी हाइड्राइडों में आवर्ती प्रवृत्तियाँ

1. **तापीय स्थायित्व** वर्ग में नीचे घटता है क्योंकि E–H आबंध लंबा और दुर्बल होता जाता है: $NH_3 > PH_3 > AsH_3 > SbH_3 > BiH_3$।
2. **अपचायक क्षमता** इसी कारण वर्ग में नीचे बढ़ती है: SbH_3, NH_3 से प्रबल अपचायक है।

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

3. **अम्लीय सामर्थ्य** हैलाइडों तथा चैल्कोजन हाइड्राइडों में नीचे की ओर बढ़ती है: HF < HCl < HBr < HI तथा H_2O < H_2S < H_2Se < H_2Te।
4. **क्वथनांक:** अन्यथा नियमित वृद्धि के बीच NH_3, H_2O तथा HF के क्वथनांक हाइड्रोजन आबंधन के कारण असामान्य रूप से उच्च हैं।
5. **आवर्त में** हाइड्राइड क्षारीय (NH_3) से उदासीन (H_2O) और फिर अम्लीय (HF) हो जाते हैं।

तुलना

गुण	आयनिक	सहसंयोजी	अंतराकाशी
तत्व	s-ब्लॉक	p-ब्लॉक	d- तथा f-ब्लॉक
आबंधन	H^- आयन	साझा युग्म	धात्विक
अवस्था	क्रिस्टलीय ठोस	गैस या द्रव	धात्विक ठोस
चालकता	गलित अवस्था में	कम	अच्छी

निष्कर्ष

हाइड्राइड की प्रकृति दूसरे तत्व की विद्युत ऋणात्मकता पर निर्भर करती है। आयनिक हाइड्राइड प्रबल अपचायक क्षार हैं, सहसंयोजी हाइड्राइड आबंध सामर्थ्य तथा हाइड्रोजन आबंधन द्वारा नियंत्रित प्रवृत्तियाँ दिखाते हैं, और अंतराकाशी हाइड्राइड अनुपातहीन धात्विक प्रावस्थाएँ हैं।

प्रश्न 6 • इकाई 4 10 अंक · ≈ 600–700 शब्द

संरूपण (कन्फॉर्मेशन) क्या हैं? न्यूमैन प्रक्षेपणों की सहायता से एथेन तथा n-ब्यूटेन के संरूपण समझाइए और n-ब्यूटेन का स्थितिज ऊर्जा आरेख बनाइए। कौन-सा संरूपण सर्वाधिक स्थायी है और क्यों?

भूमिका

एकल (C–C σ) आबंध के परितः घूर्णन से अणु में परमाणुओं की जो भिन्न-भिन्न स्थानिक व्यवस्थाएँ बनती हैं उन्हें संरूपण या कन्फॉर्मर कहते हैं। इन्हें किसी आबंध को तोड़े बिना एक-दूसरे में बदला जा सकता है, इसलिए ये वास्तविक समावयवी नहीं हैं और ऊर्जा अवरोध कम होने से सामान्यतः कमरे के ताप पर पृथक नहीं किए जा सकते। इन्हें सॉहॉर्स तथा न्यूमैन प्रक्षेपणों से दर्शाया जाता है। न्यूमैन प्रक्षेपण में हम C–C आबंध के अनुदिश देखते हैं: अग्र कार्बन को उस बिंदु के रूप में दिखाते हैं जहाँ तीन आबंध मिलते हैं और पश्च कार्बन को वृत्त के रूप में। अग्र व पश्च कार्बन के आबंधों के बीच का कोण द्विफलकीय (मरोड़ी) कोण कहलाता है।

एथेन के संरूपण

C–C आबंध के परितः घूर्णन से अनंत व्यवस्थाएँ बनती हैं, किंतु दो चरम व्यवस्थाएँ महत्वपूर्ण हैं।

- **सोपानी (स्टैगर्ड) संरूपण:** अग्र कार्बन के C–H आबंध पश्च कार्बन के आबंधों के ठीक मध्य में स्थित होते हैं, द्विफलकीय कोण 60° होता है। हाइड्रोजन अधिकतम दूरी पर होते हैं, अतः प्रतिकर्षण न्यूनतम होता है। यह सर्वाधिक स्थायी है।
- **ग्रहण (एक्लिप्स्ड) संरूपण:** अग्र कार्बन के C–H आबंध पश्च कार्बन के आबंधों के ठीक सामने होते हैं, द्विफलकीय कोण 0° होता है। आबंधों के इलेक्ट्रॉन मेघ एक-दूसरे को प्रतिकर्षित करते हैं और ऊर्जा उच्चतम होती है।

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

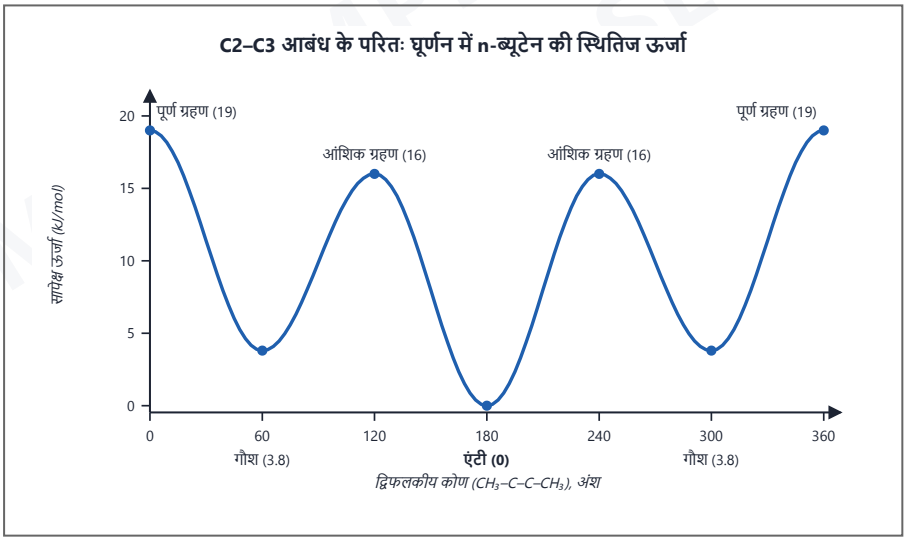
ग्रहण रूप सोपानी रूप से लगभग **12 kJ mol^{-1}** (लगभग 2.9 kcal) कम स्थायी है। इस ऊर्जा को **मरोड़ी विकृति** कहते हैं और यही घूर्णन का अवरोध है। कमरे के ताप पर तापीय ऊर्जा इसे पार करने के लिए पर्याप्त है, इसलिए एथेन मुक्त रूप से घूर्णन करता है, यद्यपि अणु अधिकांश समय सोपानी रूप में रहते हैं।

n-ब्यूटेन के संरूपण

केंद्रीय C2–C3 आबंध के परितः घूर्णन से चार महत्वपूर्ण संरूपण मिलते हैं, जिनमें दोनों कार्बनों पर CH_3 समूह होते हैं।

संरूपण	द्विफलकीय कोण (CH_3/CH_3)	सापेक्ष ऊर्जा (kJ mol^{-1})
एंटी (सोपानी)	180°	0
गौश (सोपानी)	60°	लगभग 3.8
आंशिक ग्रहण	120°	लगभग 16
पूर्ण ग्रहण (सिन)	0°	लगभग 19

1. **एंटी:** दोनों मेथिल समूह अधिकतम दूरी पर हैं। कोई विकृति नहीं होती, अतः यह सर्वाधिक स्थायी रूप है।
2. **गौश:** मेथिल समूह 60° पर हैं, इतने निकट कि हल्का वान्डरवाल (त्रिविम) प्रतिकर्षण होता है, अतः यह एंटी रूप से लगभग 3.8 kJ mol^{-1} कम स्थायी है।
3. **आंशिक ग्रहण:** प्रत्येक CH_3 एक हाइड्रोजन के सामने ग्रहण स्थिति में है। इसमें मरोड़ी विकृति तथा कुछ त्रिविम विकृति है।
4. **पूर्ण ग्रहण:** दोनों CH_3 समूह एक-दूसरे के सामने हैं, जिससे मरोड़ी व त्रिविम विकृति उच्चतम है। यह सबसे कम स्थायी है।



n-ब्यूटेन के C2–C3 आबंध के परितः घूर्णन का स्थितिज ऊर्जा आरेख

स्थितिज ऊर्जा आरेख

ऊर्जा को घूर्णन कोण के विरुद्ध आलेखित किया जाता है। वक्र में तीन निम्निष्ठ (180° पर एंटी तथा 60° व 300° पर दो समतुल्य गौश रूप) और तीन उच्चिष्ठ (120° व 240° पर दो आंशिक ग्रहण तथा 0° पर एक पूर्ण ग्रहण) होते हैं। निम्नतम बिंदु एंटी संरूपण है और उच्चतम पूर्ण ग्रहण संरूपण। कमरे के ताप पर अणु मुख्यतः एंटी (लगभग 70%) तथा गौश (लगभग 30%) रूप में रहते हैं और तेजी से एक-दूसरे में बदलते रहते हैं।

स्थायित्व क्रम

एंटी > गौश > आंशिक ग्रहण > पूर्ण ग्रहण।

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

एंटी रूप सर्वाधिक स्थायी क्यों है?

आबंध सोपानी होने से इसमें मरोड़ी विकृति नहीं है, और भारी मेथिल समूह अधिकतम दूरी पर होने से त्रिविम विकृति भी नहीं है। गौश रूप में मेथिल समूह निकट होकर एक-दूसरे को प्रतिकर्षित करते हैं। कभी-कभी हाइड्रोजन आबंधन से गौश रूप स्थायी हो जाता है, जैसे एथिलीन ग्लाइकॉल या 2-क्लोरोएथेनॉल में, जहाँ गौश रूप अधिक अनुकूल है।

निष्कर्ष

संरूपण σ आबंध के परितः घूर्णन से उत्पन्न होते हैं। स्थायित्व मरोड़ी तथा त्रिविम विकृति पर निर्भर करता है, इसलिए सोपानी रूप ग्रहण रूपों से अधिक स्थायी होते हैं और n-ब्यूटेन का एंटी संरूपण सर्वाधिक स्थायी है।

प्रश्न 6 (अथवा) • इकाई 4 10 अंक · ≈ 600–700 शब्द

रेसेमिक मिश्रण क्या है? रेसेमीकरण तथा वियोजन (रेज़ोल्यूशन) की परिभाषा दीजिए। रेसेमिक मिश्रण को उसके प्रतिबिंब समावयवियों में पृथक करने की विधियों का उदाहरण सहित वर्णन कीजिए।

भूमिका

किसी यौगिक के दक्षिणध्रुवण घूर्णक (d या +) तथा वामध्रुवण घूर्णक (l या –) प्रतिबिंब समावयवियों के बराबर मात्रा वाले मिश्रण को **रेसेमिक मिश्रण** या रेसमेट कहते हैं और इसे (±) या dl से दर्शाते हैं। यह प्रकाशतः निष्क्रिय होता है क्योंकि एक प्रतिबिंब रूप का घूर्णन दूसरे द्वारा ठीक निरस्त हो जाता है, जिसे **बाह्य प्रतिकार** कहते हैं। मेसो यौगिक एकल पदार्थ है जो आंतरिक प्रतिकार से निष्क्रिय होता है, जबकि रेसेमिक मिश्रण को दो सक्रिय घटकों में पृथक किया जा सकता है।

रेसेमीकरण तथा वियोजन

- **रेसेमीकरण** प्रकाशतः सक्रिय यौगिक का रेसेमिक रूप में परिवर्तन है। यह ऊष्मा, प्रकाश, अम्ल या क्षार द्वारा अथवा ऐसी अभिक्रियाओं द्वारा हो सकता है जिनमें कार्बधनायन जैसा समतलीय मध्यवर्ती बनता है। उदाहरणतः α-हाइड्रोजन युक्त सक्रिय α-हाइड्रॉक्सी अम्ल या कीटोन ईनॉल रूप के माध्यम से रेसेमीकृत हो जाता है।
- **वियोजन (रेज़ोल्यूशन)** रेसेमिक मिश्रण का उसके d तथा l प्रतिबिंब समावयवियों में पृथक्करण है।

वियोजन कठिन है क्योंकि प्रतिबिंब समावयवियों के गलनांक, क्वथनांक, विलेयता आदि भौतिक गुण समान होते हैं, इसलिए आसवन या क्रिस्टलन जैसी साधारण विधियाँ उन्हें अलग नहीं कर सकतीं। इसके लिए निम्न विशेष विधियाँ प्रयुक्त होती हैं।

वियोजन की विधियाँ

1. यांत्रिक पृथक्करण (पाश्चर की विधि): कुछ रेसेमिक मिश्रण d तथा l रूपों के अलग-अलग क्रिस्टल देते हैं जो एक-दूसरे के दर्पण प्रतिबिंब होते हैं। 1848 में पाश्चर ने सोडियम अमोनियम टार्टरेट को लगभग 27 °C से नीचे क्रिस्टलित किया और लेंस की सहायता से चिमटी द्वारा हाथ से दोनों प्रकार के क्रिस्टल अलग किए। यह विधि केवल उन्हीं थोड़े यौगिकों के लिए कारगर है जो ऐसे संकुल (कॉन्ग्लोमरेट) बनाते हैं।

2. जैव रासायनिक विधि: कुछ सूक्ष्मजीव या एंजाइम केवल एक प्रतिबिंब रूप पर क्रिया करते हैं। जब *पेनिसिलियम ग्लाउकम* को अमोनियम (±)-टार्टरेट के विलयन में उगाया जाता है तो वह दक्षिणध्रुवण रूप को खा लेता है और वामध्रुवण रूप बच जाता है। दोष यह है कि एक प्रतिबिंब रूप नष्ट हो जाता है और उपज कम मिलती है।

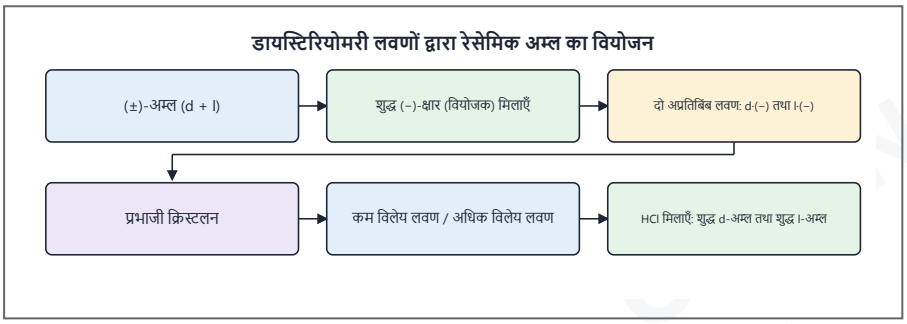
3. रासायनिक विधि (अप्रतिबिंब समावयवियों द्वारा): यह सर्वाधिक प्रचलित विधि है।

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

- रेसेमिक मिश्रण की एकल शुद्ध प्रकाशतः सक्रिय यौगिक (वियोजक अभिकर्मक) से अभिक्रिया कराई जाती है, जिससे **अप्रतिबिंब समावयवियों** का युग्म बनता है जिनके भौतिक गुण भिन्न होते हैं।
- रेसेमिक अम्ल (±)-A को (−)-ब्रूसीन, (−)-स्ट्रिकनीन या (−)-सिन्कोनिडीन जैसे सक्रिय क्षार से उपचारित करने पर दो लवण बनते हैं:

(+)-अम्ल·(−)-क्षार तथा (−)-अम्ल·(−)-क्षार

- ये लवण दर्पण प्रतिबिंब नहीं हैं, इसलिए इनकी विलेयताएँ भिन्न हैं। इन्हें **प्रभाजी क्रिस्टलन** से पृथक किया जाता है।
- प्रत्येक शुद्ध लवण को HCl जैसे प्रबल अम्ल से उपचारित करने पर अम्ल का शुद्ध प्रतिबिंब समावयवी और वियोजक अभिकर्मक मुक्त हो जाते हैं।
- इसी प्रकार रेसेमिक क्षार का वियोजन (+)-टार्टरिक अम्ल जैसे सक्रिय अम्ल से किया जाता है।



अप्रतिबिंब लवणों द्वारा रेसेमिक अम्ल का वियोजन

4. वर्णलेखन विधि: रेसेमिक मिश्रण को किरल स्थिर प्रावस्था से भरे स्तंभ से गुजारा जाता है, या किरल विलायक का उपयोग किया जाता है। दोनों प्रतिबिंब समावयवी किरल आधार के साथ भिन्न प्रकार से अन्योन्य क्रिया करते हैं, जैसे अप्रतिबिंब संकुल में, अतः एक अधिक देर तक रुकता है। किरल HPLC प्रतिबिंब समावयवियों को पृथक एवं विश्लेषित करने की आधुनिक विधि है।

5. बीजन (अधिमान्य क्रिस्टलन): रेसेमिक मिश्रण के संतृप्त विलयन में एक शुद्ध प्रतिबिंब रूप का क्रिस्टल डाला जाता है। वही रूप अधिमानतः क्रिस्टलित होकर बाहर आ जाता है और निकाल लिया जाता है। मातृ द्रव में दूसरा रूप अधिक हो जाता है और उसमें विपरीत क्रिस्टल डाला जाता है।

तुलना

विधि	सिद्धांत	सीमा
यांत्रिक	क्रिस्टल आकृतियों में भिन्नता	बहुत कम यौगिक
जैव रासायनिक	एंजाइमी वरणात्मकता	एक रूप नष्ट होता है
रासायनिक	अप्रतिबिंब रूपों की विलेयता भिन्न	शुद्ध वियोजक अभिकर्मक चाहिए
वर्णलेखन	किरल स्थिर प्रावस्था	बड़ी मात्रा के लिए महँगी
बीजन	अधिमान्य क्रिस्टलन	संकुल (कॉन्ग्लोमरेट) बनना आवश्यक

असममित संश्लेषण

वियोजन का विकल्प असममित (प्रतिबिंब-वरणात्मक) संश्लेषण है, जिसमें किरल उत्प्रेरक या अभिकर्मक अकिरल प्रारंभिक पदार्थ को सीधे एक ही प्रतिबिंब रूप में बदल देता है और आधी सामग्री की हानि से बचा जाता है।

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

निष्कर्ष

रेसेमिक मिश्रण दो प्रतिबिंब समावयवियों का समाण्विक मिश्रण है जो बाह्य प्रतिकार से प्रकाशतः निष्क्रिय होता है। प्रतिबिंब समावयवियों के भौतिक गुण समान होने के कारण इसे अप्रतिबिंब समावयवियों में बदलकर या किरल परिवेश का उपयोग करके पृथक किया जाता है।

DEMO SAMPLE · ONLINE STUDENT SEVA

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

Exam Strategy परीक्षा रणनीति

1. Write balanced chemical equations with conditions (temperature, catalyst) wherever a preparation or reaction is asked; examiners deduct marks for unbalanced equations.
2. Draw neat structures and diagrams (MO energy levels, hybrid orbitals, Newman or Fischer projections) and label them; a clear diagram scores as much as a paragraph.
3. Learn trends with reasons: always state the factor (nuclear charge, size, shielding) behind a periodic trend and mention exceptions.
4. For numerical questions write the formula, substitute with units and give the answer with units.
5. Make comparison tables for look-alike topics (ionic and covalent, enantiomers and diastereomers, keto and enol) so that you can reproduce them quickly.
6. Practise one long answer in 25 minutes and one short answer in 6 minutes.
7. Do not depend on this demo or any single paper: finish the full syllabus from the prescribed books.

1. जहाँ विरचन या अभिक्रिया पूछी जाए वहाँ शर्तों (ताप, उत्प्रेरक) सहित संतुलित रासायनिक समीकरण लिखें; असंतुलित समीकरण पर अंक कटते हैं।
2. साफ संरचनाएँ और चित्र (MO ऊर्जा स्तर, संकर कक्षक, न्यूमैन या फिशर प्रक्षेपण) बनाकर नामांकित करें; स्पष्ट चित्र एक अनुच्छेद जितने अंक दिलाता है।
3. प्रवृत्तियाँ कारण सहित सीखें: आवर्ती प्रवृत्ति के पीछे का कारक (नाभिकीय आवेश, आकार, परिरक्षण) अवश्य लिखें और अपवाद बताएँ।
4. संख्यात्मक प्रश्नों में सूत्र लिखें, इकाई सहित मान रखें और उत्तर इकाई सहित दें।
5. मिलते-जुलते विषयों (आयनिक व सहसंयोजी, प्रतिबिंब रूप व अप्रतिबिंब रूप, कीटो व ईनॉल) की तुलना तालिकाएँ बनाएँ ताकि शीघ्र लिख सकें।
6. एक दीर्घ उत्तर 25 मिनट में और एक लघु उत्तर 6 मिनट में लिखने का अभ्यास करें।
7. इस डेमो या किसी एक पेपर पर निर्भर न रहें: निर्धारित पुस्तकों से पूरा पाठ्यक्रम पूरा करें।

Final reminder / अंतिम सलाह: Even though this paper covers high-probability topics, do not depend on it fully — revise the entire syllabus. इस पर पूरी तरह निर्भर न रहें; पूरा पाठ्यक्रम पढ़ें।

Online Student Seva · Pariksha Pass App · Edition Oct 2026

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।

Like the answer quality? उत्तरों की गुणवत्ता पसंद आई?

Unlock the full sets in the Pariksha Pass App

This Demo Set shows the real paper format and answer quality for **Fundamental Chemistry-I**. The complete Guessing Paper for your university gives you, for this subject:

- ✓ **3 full sets** – Set A (Most Probable), Set B (Highly Likely) and Set C (Alternate)
- ✓ **30 objective, 15 short-answer and 24 long-answer questions** with model answers, in English and in Hindi
- ✓ Every unit of the syllabus covered, with labelled diagrams, tables and worked examples
- ✓ An exam-style question paper with your university's header, a syllabus coverage table and a book list
- ✓ An "Asked in" tag wherever a question matches a past university paper

पूर्ण गेसिंग पेपर में : इसी विषय के 3 पूर्ण सेट (A, B, C), 30 वस्तुनिष्ठ, 15 लघु उत्तर तथा 24 दीर्घ उत्तर वाले प्रश्न — सभी आदर्श उत्तरों सहित, अंग्रेज़ी व हिन्दी दोनों में; पूरे पाठ्यक्रम की सभी इकाइयाँ, चित्र, तालिकाएँ और हल किए गए उदाहरण।

Available only in the Pariksha Pass App. Open the app, choose your university, course, semester and subject, and unlock your paper. केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध — ऐप खोलें, अपना विश्वविद्यालय, कोर्स, सेमेस्टर और विषय चुनें और अपना पेपर अनलॉक करें।

Please note / ध्यान दें: The questions in this Demo Set are **not** the questions of the actual Set A, B or C; they are sample questions from the same syllabus, written to show the paper format and the answer quality. इस डेमो सेट के प्रश्न वास्तविक सेट A, B, C के प्रश्न नहीं हैं; ये उसी पाठ्यक्रम के नमूना प्रश्न हैं, जो केवल पेपर का प्रारूप व उत्तरों की गुणवत्ता दिखाने के लिए बनाए गए हैं।

Our sets focus on high-probability topics, but no paper can promise what will be asked — use them for practice along with your text book. हमारे सेट अधिक संभावित टॉपिक पर केंद्रित हैं, पर कोई भी पेपर यह वादा नहीं कर सकता कि क्या पूछा जाएगा — पाठ्यपुस्तक के साथ अभ्यास के लिए उपयोग करें।

Online Student Seva · Pariksha Pass App · Demo edition Oct 2026

Download Pariksha Pass App >

Get all 3 full Guessing Paper sets on Google Play

© Online Student Seva · Exclusive property · Accessible only through the Pariksha Pass App · Copying, sharing or selling is strictly prohibited and will invite serious legal action.
© ऑनलाइन स्टूडेंट सेवा · विशेष संपत्ति · केवल परीक्षा पास ऐप पर उपलब्ध · कॉपी, शेयर या बिक्री पर कड़ी कानूनी कार्रवाई होगी।