

तत्वों का आवर्त वर्गीकरण

Periodic Classification of Elements — संपूर्ण सिद्धांत, सूत्र, आरेख एवं परीक्षा प्रश्नोत्तर

1. अध्याय का परिचय

Chapter Introduction

हमारे चारों ओर के सभी पदार्थ तत्वों (Elements), यौगिकों (Compounds) और मिश्रणों (Mixtures) के रूप में उपस्थित हैं। सन् 1800 तक केवल 30 तत्व ज्ञात थे, किंतु आज कुल 118 तत्व ज्ञात हैं (जिनमें से 94 तत्व प्रकृति में पाए जाते हैं और शेष प्रयोगशाला में संश्लेषित किए गए हैं)। इन्होंने अधिक तत्वों और उनके लाखों यौगिकों के गुणों का अलग-अलग अध्ययन करना अत्यंत कठिन था, इसलिए वैज्ञानिकों ने तत्वों को उनके गुणों की समानता के आधार पर वर्गीकृत करने का प्रयास किया।

परिभाषा (DEFINITION)

मुख्य अवधारणा

तत्व (Element)

वह शुद्ध पदार्थ जो केवल एक ही प्रकार के परमाणुओं (Atoms) से मिलकर बना होता है तथा जिसे किसी भी भौतिक या रासायनिक विधि द्वारा दो या अधिक भिन्न गुणों वाले पदार्थों में विभाजित नहीं किया जा सकता, तत्व (Element) कहलाता है।

English: Element | उदाहरण: हाइड्रोजन (H), ऑक्सीजन (O), सोडियम (Na), सोना (Au), लोहा (Fe) आदि।

परिभाषा (DEFINITION)

मुख्य अवधारणा

आवर्त सारणी (Periodic Table)

तत्वों को उनके भौतिक एवं रासायनिक गुणों में समानता तथा भिन्नता के आधार पर क्षैतिज कतारों (Periods) और उदय स्तंभों (Groups) में व्यवस्थित करने वाली सारणीबद्ध व्यवस्था को आवर्त सारणी (Periodic Table) कहते हैं।

English: Periodic Table | महत्व: इससे तत्वों के गुणों का अध्ययन सरल, क्रमबद्ध और वैज्ञानिक हो जाता है।

तत्वों के वर्गीकरण की आवश्यकता एवं लाभ (Need & Benefits of Classification)

- अध्ययन में सरलता:** सभी 118 तत्वों के गुणों को अलग-अलग याद रखने के बजाय केवल समूह (Group) के एक प्रतिनिधि तत्व का गुण जानकर पूरे समूह के तत्वों के गुणों का अनुमान लगाया जा सकता है।
- गुणों में सह-संबंध:** तत्वों के परमाणु क्रमांक, इलेक्ट्रॉनिक विन्यास और रासायनिक गुणों के बीच सीधा वैज्ञानिक संबंध स्थापित हुआ।
- नए तत्वों की खोज में सहायता:** आवर्त सारणी की व्यवस्था से अज्ञात तत्वों के गुणों की सटीक भविष्यवाणी संभव हुई।

2. तत्वों के वर्गीकरण का इतिहास

History of Classification

A. डोबेरेनर के त्रिक (Dobereiner's Triads - 1817)

सन् 1817 में जर्मन रसायनज्ञ जॉन वोल्फगांग डोबेरेनर (Johann Wolfgang Dobereiner) ने समान गुणधर्मों वाले तत्वों को तीन-तीन के समूहों में व्यवस्थित किया और इन समूहों को 'त्रिक' (Triad) नाम दिया।

वैज्ञानिक नियम: डोबेरेनर का त्रिक नियम (Dobereiner's Law of Triads)

जब समान रासायनिक गुणों वाले तीन तत्वों को उनके बढ़ते हुए परमाणु द्रव्यमान (Atomic Mass) के क्रम में रखा जाता है, तो मध्य तत्व का परमाणु द्रव्यमान अन्य दोनों (प्रथम एवं तृतीय) तत्वों के परमाणु द्रव्यमानों का लगभग औसत (Arithmetic Mean) होता है।

त्रिक समूह (Triad Group)	तत्व एवं संकेत (Elements & Symbols)	परमाणु द्रव्यमान (Atomic Mass)	मध्य तत्व के द्रव्यमान की गणना (Average Verification)
प्रथम त्रिक (Alkali Triad)	लिथियम (Li), सोडियम (Na), पोटैशियम (K)	Li = 6.9, Na = 23.0, K = 39.0	औसत = $(6.9 + 39.0) \div 2 = 22.95 \approx 23.0$ (Na)
द्वितीय त्रिक (Alkaline Earth)	कैल्शियम (Ca), स्ट्रॉन्शियम (Sr), बैरियम (Ba)	Ca = 40.1, Sr = 87.6, Ba = 137.3	औसत = $(40.1 + 137.3) \div 2 = 88.7 \approx 87.6$ (Sr)
तृतीय त्रिक (Halogen Triad)	क्लोरीन (Cl), ब्रोमीन (Br), आयोडीन (I)	Cl = 35.5, Br = 79.9, I = 126.9	औसत = $(35.5 + 126.9) \div 2 = 81.2 \approx 79.9$ (Br)

डोबेरेनर के त्रिक नियम की मुख्य सीमा (Main Limitation of Dobereiner's Triads)

डोबेरेनर उस समय तक ज्ञात सभी तत्वों को त्रिक में वर्गीकृत नहीं कर सके। वे उस समय के ज्ञात तत्वों में से केवल **तीन ही त्रिक** (कुल 9 तत्व) सफलतापूर्वक पहचान सके। जैसे— नाइट्रोजन ($N = 14$), फॉस्फोरस ($P = 31$) और आर्सेनिक ($As = 74.9$) समान गुण रखते हुए भी त्रिक नियम का पालन नहीं करते। इसलिए यह पद्धति असफल रही।

B. न्यूलैंड्स का अष्टक नियम (Newlands' Law of Octaves - 1866)

सन् 1866 में अंग्रेज वैज्ञानिक **जॉन न्यूलैंड्स (John Newlands)** ने उस समय तक ज्ञात **56 तत्वों** को उनके बढ़ते हुए परमाणु द्रव्यमान के क्रम में व्यवस्थित किया। उन्होंने सबसे कम परमाणु द्रव्यमान वाले तत्व **हाइड्रोजन (H)** से शुरू किया और 56वें तत्व **थोरियम (Th)** पर समाप्त किया।

परिभाषा एवं नियम (DEFINITION & LAW)

सन् 1866

न्यूलैंड्स का अष्टक नियम (Newlands' Law of Octaves)

जब तत्वों को उनके बढ़ते हुए परमाणु द्रव्यमान के क्रम में सजाया जाता है, तो किसी भी तत्व से प्रारंभ करने पर **प्रत्येक आठवें तत्व के गुण प्रथम तत्व के गुणों के समान** होते हैं, ठीक उसी प्रकार जैसे संगीत के अष्टक में आठवाँ सुर पहले सुर के समान होता है।

English: Newlands' Law of Octaves | उदाहरण: लिथियम (Li) से गिनने पर आठवाँ तत्व सोडियम (Na) है तथा दोनों के गुण समान हैं।

संगीत के सुर (Musical Notes)	सा (do)	रे (re)	गा (mi)	मा (fa)	पा (so)	धा (la)	नी (ti)
अष्टक पंक्ति 1	H	Li	Be	B	C	N	O
अष्टक पंक्ति 2	F	Na	Mg	Al	Si	P	S
अष्टक पंक्ति 3	Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe

न्यूलैंड्स के अष्टक नियम की प्रमुख सीमाएँ (Limitations of Newlands' Octaves) — [BSEB VVI]

- केवल कैल्शियम (Ca) तक लागू:** अष्टक का नियम केवल हल्के तत्वों अर्थात कैल्शियम (Ca, परमाणु द्रव्यमान 40) तक ही सही लागू होता था। कैल्शियम के बाद प्रत्येक आठवें तत्व के गुण पहले तत्व से नहीं मिलते थे।
- केवल 56 तत्वों की पूर्वाधारणा:** न्यूलैंड्स ने कल्पना की थी कि प्रकृति में केवल **56 तत्व** ही हैं और भविष्य में कोई नया तत्व नहीं मिलेगा, जो बाद में गलत साबित हुआ।
- एक ही स्थान पर दो तत्व:** सारणी में तत्वों को समंजित करने के लिए उन्होंने कोबाल्ट (Co) और निकेल (Ni) जैसे दो तत्वों को एक ही साथ रख दिया।
- असमान तत्वों का एक साथ होना:** कोबाल्ट (Co) और निकेल (Ni) को हैलोजन (F, Cl, Br) के साथ रख दिया गया, जबकि आयरन (Fe), जो Co और Ni जैसा गुण रखता है, को उनसे बहुत दूर (O और S के साथ) रख दिया गया।
- अक्रिय गैसों (Noble Gases) की खोज के बाद विफल:** अक्रिय गैसों की खोज के बाद प्रत्येक आठवाँ तत्व न होकर नौवाँ तत्व समान गुण वाला हो गया।

C. मेंडलीफ की आवर्त सारणी (Mendeleev's Periodic Table - 1869)

रूसी रसायनज्ञ **डिमित्री इवानोविच मेंडलीफ (Dmitri Ivanovich Mendeleev)** को आवर्त सारणी के प्रारंभिक विकास का मुख्य श्रेय जाता है। मेंडलीफ के समय कुल **63 तत्व** ज्ञात थे। उन्होंने तत्वों के परमाणु द्रव्यमान तथा उनके भौतिक और रासायनिक गुणों (विशेषकर **ऑक्सीजन और हाइड्रोजन के साथ बनने वाले ऑक्साइड एवं हाइड्राइड के सूत्रों**, जैसे R_2O , RO , RH , RH_4 आदि) के बीच संबंधों का अध्ययन किया।

परिभाषा एवं वैज्ञानिक नियम (SCIENTIFIC LAW)

सन् 1869 — अत्यंत महत्वपूर्ण

मेंडलीफ का आवर्त नियम (Mendeleev's Periodic Law)

"तत्वों के भौतिक एवं रासायनिक गुण उनके परमाणु द्रव्यमानों (Atomic Masses) के आवर्ती फलन (Periodic Function) होते हैं।" अर्थात तत्वों को उनके बढ़ते हुए परमाणु द्रव्यमान के क्रम में सजाने पर एक निश्चित अंतराल के बाद समान गुणों वाले तत्वों की पुनरावृत्ति होती है।

English: Mendeleev's Periodic Law | मेंडलीफ की मूल सारणी में 8 उदग्र स्तंभ (Groups) और 6 क्षैतिज कतारें (Periods) थीं।

मेंडलीफ की आवर्त सारणी की उपलब्धियाँ एवं सीमाएँ (Achievements vs Limitations)

मेंडलीफ की आवर्त सारणी की उपलब्धियाँ (Achievements)	मेंडलीफ की आवर्त सारणी की सीमाएँ / दोष (Limitations)
1. अज्ञात तत्वों के लिए खाली स्थान: मेंडलीफ ने अपनी सारणी में उन तत्वों के लिए रिक्त स्थान (Gaps) छोड़े जिनकी खोज उस समय तक नहीं हुई थी।	1. हाइड्रोजन (H) का अनिश्चित स्थान: हाइड्रोजन क्षार धातुओं (Group 1A: Li, Na, K) की तरह हैलोजन से जुड़कर यौगिक (HCl, H ₂ O) बनाता है और हैलोजन (Group VIIA: F ₂ , Cl ₂) की तरह द्विपरमाणुक अणु (H ₂) एवं सहसंयोजक यौगिक बनाता है। अतः हाइड्रोजन को निश्चित स्थान नहीं दिया जा सका।
2. भविष्य के तत्वों की सटीक भविष्यवाणी: उन्होंने खाली स्थानों के तत्वों का नामकरण संस्कृत शब्द 'एका' (Eka = एक आगे) लगाकर किया: - एका-बोरॉन (Eka-Boron) → स्कैंडियम (Sc) - एका-एलुमिनियम (Eka-Aluminium) → गैलियम (Ga) - एका-सिलिकॉन (Eka-Silicon) → जर्मेनियम (Ge)	2. समस्थानिकों (Isotopes) का स्थान: समस्थानिकों के रासायनिक गुण समान किंतु परमाणु द्रव्यमान भिन्न होते हैं (जैसे Cl-35 और Cl-37; या H-1, H-2, H-3)। परमाणु द्रव्यमान आधारित होने के कारण उन्हें अलग-अलग स्थान मिलना चाहिए था, किंतु कोई स्थान नहीं दिया गया।
3. अधिक द्रव्यमान वाले तत्व को पहले रखना: गुणों की समानता बनाए रखने के लिए मेंडलीफ ने कोबाल्ट (Co = 58.9) को निकेल (Ni = 58.7) से पहले और टेल्यूरियम (Te = 127.6) को आयोडीन (I = 126.9) से पहले रखा।	3. परमाणु द्रव्यमान का असंगत क्रम: कुछ स्थानों पर अधिक परमाणु द्रव्यमान वाले तत्व को कम द्रव्यमान वाले तत्व से पहले क्यों रखा गया (जैसे Co को Ni से पहले), इसका वैज्ञानिक कारण मेंडलीफ स्पष्ट नहीं कर सके।
4. अक्रिय गैसों (Noble Gases) का समायोजन: हीलियम (He), नियॉन (Ne) तथा आर्गन (Ar) जैसी अक्रिय गैसों की ढेर से खोज होने पर भी पुरानी सारणी को छेड़े बिना उन्हें एक नए 'शून्य समूह' (Zero Group) में आसानी से रखा जा सका।	4. दो तत्वों के बीच नए तत्वों का अनिश्चित अनुमान: एक तत्व से दूसरे तत्व की ओर बढ़ने पर परमाणु द्रव्यमान नियमित रूप से नहीं बढ़ता। अतः दो भारी तत्वों के बीच कितने नए तत्व खोजे जा सकते हैं, यह बताना कठिन था।

Exam Memory Trick (परीक्षा ट्रिक): मेंडलीफ के 'एका' (Eka) तत्व याद रखने की ट्रिक

"बोरॉन स्कूटर पर, एलुमिनियम गली में, सिलिकॉन जर्मनी में" → एका-बोरॉन = स्कैंडियम (Sc) | एका-एलुमिनियम = गैलियम (Ga) | एका-सिलिकॉन = जर्मेनियम (Ge)। यह बिहार बोर्ड परीक्षा में बार-बार पूछा जाने वाला वस्तुनिष्ठ प्रश्न है!

3. आधुनिक आवर्त नियम

Modern Periodic Law - 1913

सन् 1913 में अंग्रेज भौतिकशास्त्री हेनरी मोसले (Henry Moseley) ने X-किरण स्पेक्ट्रम के प्रयोगों द्वारा दर्शाया कि किसी तत्व का परमाणु क्रमांक (Atomic Number - Z) उसके परमाणु द्रव्यमान की तुलना में अधिक मौलिक गुणधर्म (Fundamental Property) है।

परिभाषा एवं नियम (DEFINITION & LAW)

हेनरी मोसले (1913) — VVI

आधुनिक आवर्त नियम (Modern Periodic Law)

"तत्वों के भौतिक एवं रासायनिक गुण उनके परमाणु क्रमांक (Atomic Number) के आवर्ती फलन (Periodic Function) होते हैं।" अर्थात् जब तत्वों को उनके बढ़ते हुए परमाणु क्रमांक के क्रम में व्यवस्थित किया जाता है, तो नियमित अंतराल के बाद उनके गुणों की पुनरावृत्ति होती है।

English: Modern Periodic Law | आधार: परमाणु क्रमांक (Atomic Number, Z)।

परिभाषा (DEFINITION)

मूलभूत राशि

परमाणु क्रमांक / परमाणु संख्या (Atomic Number)

किसी तत्व के परमाणु के नाभिक (Nucleus) में उपस्थित कुल प्रोटॉनों की संख्या (Number of Protons) को उस तत्व का परमाणु क्रमांक (Atomic Number) कहते हैं। इसे 'Z' से सूचित किया जाता है। एक उदासीन परमाणु में प्रोटॉनों की संख्या इलेक्ट्रॉनों की संख्या के बराबर होती है।

सूत्र: परमाणु क्रमांक (Z) = प्रोटॉनों की संख्या (p) = उदासीन परमाणु में इलेक्ट्रॉनों की संख्या (e)।

अंतर का आधार	मेंडलीफ का आवर्त नियम (Mendeleev's Law)	आधुनिक आवर्त नियम (Modern Periodic Law)
1. प्रतिपादक	डिमित्री मेंडलीफ (सन् 1869)	हेनरी मोसले (सन् 1913)
2. वर्गीकरण का आधार	यह परमाणु द्रव्यमान (Atomic Mass) पर आधारित है।	यह परमाणु क्रमांक (Atomic Number) पर आधारित है।
3. समस्थानिकों की स्थिति	समस्थानिकों को उचित स्थान नहीं मिल सका।	समान परमाणु क्रमांक होने के कारण सभी समस्थानिक एक ही स्थान पर रहते हैं।
4. कोबाल्ट व निकेल का	Co (58.9) को Ni (58.7) से पहले रखना एक दोष	Co (Z = 27) स्वतः ही Ni (Z = 28) से पहले आता है। दोष समाप्त हो

4. आधुनिक आवर्त सारणी

Modern Periodic Table (Long Form)

आधुनिक आवर्त नियम के आधार पर निर्मित आवर्त सारणी को 'आधुनिक आवर्त सारणी' या आवर्त सारणी का दीर्घ रूप (Long Form of Periodic Table) कहा जाता है। इसमें वर्तमान में कुल **118 ज्ञात तत्व** व्यवस्थित हैं।

परिभाषा (DEFINITION)

कुल संख्या: 18

समूह या वर्ग (Group)

आधुनिक आवर्त सारणी में उपस्थित **18 उदग्र स्तंभों (Vertical Columns)** को **समूह (Group)** या वर्ग कहते हैं। एक ही समूह के तत्वों के बाहरी कोश में संयोजक इलेक्ट्रॉनों की संख्या समान होती है।

परिभाषा (DEFINITION)

कुल संख्या: 7

आवर्त (Period)

आधुनिक आवर्त सारणी में उपस्थित **7 क्षैतिज कतारों (Horizontal Rows)** को **आवर्त (Period)** कहते हैं। किसी आवर्त की संख्या उस तत्व में उपस्थित इलेक्ट्रॉन कोशों (Shells) की संख्या को दर्शाती है।

आधुनिक आवर्त सारणी का वैज्ञानिक आरेख (Modern Periodic Table: Groups 1-18, Periods 1-7)

P\G	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	57-71 *La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	89-103 **Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og

*लैन्थेनाइड श्रेणी (Lanthanides, Period 6, Group 3): Z = 57 (La) से Z = 71 (Lu) [कुल 14 अंतः संक्रमण तत्व] | **ऐक्टिनाइड श्रेणी (Actinides, Period 7, Group 3): Z = 89 (Ac) से Z = 103 (Lr) [कुल 14 अंतः संक्रमण तत्व]

धातु (Metals - बाई एवं मध्य ओर) उपधातु (Metalloids - टेढ़ी-मेढ़ी रेखा: B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po) अधातु (Non-metals - दाई ओर) उत्कृष्ट/अक्रिय गैसें (Noble Gases - Group 18)

Exam Tip (परीक्षा हेतु अत्यंत महत्वपूर्ण तथ्य)

Exam Tip: आधुनिक आवर्त सारणी में कुल **18 समूह (Groups)** और **7 आवर्त (Periods)** होते हैं। समूह 1 के तत्वों को **क्षार धातु (Alkali Metals: Li, Na, K)**, समूह 2 को **क्षारीय मृदा धातु (Alkaline Earth Metals: Be, Mg, Ca)**, समूह 17 को **हैलोजन (Halogens: F, Cl, Br, I)** तथा समूह 18 को **उत्कृष्ट/अक्रिय गैसें (Noble Gases: He, Ne, Ar)** कहते हैं।

आवर्त संख्या (Period)	आवर्त का नाम (Type of Period)	तत्वों की कुल संख्या	परमाणु क्रमांक परास (Z Range)
प्रथम आवर्त (Period 1)	अति लघु आवर्त (Shortest Period)	2 तत्व	H (Z=1) से He (Z=2) तक
द्वितीय एवं तृतीय आवर्त (Periods 2 & 3)	लघु आवर्त (Short Periods)	8 - 8 तत्व	Li (3) से Ne (10) तथा Na (11) से Ar (18)
चतुर्थ एवं पंचम आवर्त (Periods 4 & 5)	दीर्घ आवर्त (Long Periods)	18 - 18 तत्व	K (19) से Kr (36) तथा Rb (37) से Xe (54)
षष्ठ एवं सप्तम आवर्त (Periods 6 & 7)	अति दीर्घ आवर्त (Longest Periods)	32 - 32 तत्व	Cs (55) से Rn (86) तथा Fr (87) से Og (118)

परमाणु के नाभिक के चारों ओर इलेक्ट्रॉन विभिन्न वृत्ताकार कक्षाओं या **कोशों (Shells: K, L, M, N...)** में चक्कर लगाते हैं। किसी उदासीन परमाणु में **इलेक्ट्रॉनों की कुल संख्या उसके परमाणु क्रमांक (Z) के बराबर** होती है। विभिन्न कोशों में इलेक्ट्रॉनों के वितरण को उस तत्व का **इलेक्ट्रॉनिक विन्यास (Electronic Configuration)** कहते हैं।

बोर-बरी नियम (Bohr-Bury Formula: $2n^2$) — कोशों की अधिकतम इलेक्ट्रॉन क्षमता

किसी कोश में इलेक्ट्रॉनों की अधिकतम संख्या सूत्र $2n^2$ द्वारा निर्धारित होती है, जहाँ n = कोश की संख्या (1, 2, 3, 4...) है:

• K कोश ($n = 1$): $2 \times (1)^2 = 2$ इलेक्ट्रॉन | • L कोश ($n = 2$): $2 \times (2)^2 = 8$ इलेक्ट्रॉन

• M कोश ($n = 3$): $2 \times (3)^2 = 18$ इलेक्ट्रॉन | • N कोश ($n = 4$): $2 \times (4)^2 = 32$ इलेक्ट्रॉन

अष्टक नियम (Octet Rule): किसी भी परमाणु के सबसे बाहरी कोश (Valence Shell) में अधिकतम 8 इलेक्ट्रॉन ही रह सकते हैं (K कोश को छोड़कर जिसमें अधिकतम 2 इलेक्ट्रॉन रहते हैं)।

परिभाषा (DEFINITION)

VALENCE SHELL

बाहरी कोश / संयोजी कोश (Valence Shell)

किसी परमाणु के सबसे बाहरी इलेक्ट्रॉन कोश को **बाहरी कोश** या **संयोजी कोश (Valence Shell)** कहते हैं।

परिभाषा (DEFINITION)

VALENCE ELECTRONS

संयोजक इलेक्ट्रॉन (Valence Electrons)

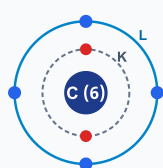
परमाणु के सबसे बाहरी कोश (Valence Shell) में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों को **संयोजक इलेक्ट्रॉन (Valence Electrons)** कहते हैं।

प्रथम 20 तत्वों (Z = 1 से 20) का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास, समूह एवं आवर्त तालिका

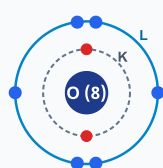
तत्व (Symbol)	Z	विन्यास (K,L,M,N)	संयोजी e^-	Group	Period	तत्व (Symbol)	Z	विन्यास (K,L,M,N)	संयोजी e^-	Group	Period
1. हाइड्रोजन (H)	1	1	1	1	1	11. सोडियम (Na)	11	2, 8, 1	1	1	3
2. हीलियम (He)	2	2	2 (पूर्ण)	18	1	12. मैग्नीशियम (Mg)	12	2, 8, 2	2	2	3
3. लिथियम (Li)	3	2, 1	1	1	2	13. एलुमिनियम (Al)	13	2, 8, 3	3	13	3
4. बेरिलियम (Be)	4	2, 2	2	2	2	14. सिलिकॉन (Si)	14	2, 8, 4	4	14	3
5. बोरॉन (B)	5	2, 3	3	13	2	15. फॉस्फोरस (P)	15	2, 8, 5	5	15	3
6. कार्बन (C)	6	2, 4	4	14	2	16. सल्फर (S)	16	2, 8, 6	6	16	3
7. नाइट्रोजन (N)	7	2, 5	5	15	2	17. क्लोरीन (Cl)	17	2, 8, 7	7	17	3
8. ऑक्सीजन (O)	8	2, 6	6	16	2	18. आर्गन (Ar)	18	2, 8, 8	8 (पूर्ण)	18	3
9. फ्लोरीन (F)	9	2, 7	7	17	2	19. पोटैशियम (K)	19	2, 8, 8, 1	1	1	4
10. नियॉन (Ne)	10	2, 8	8 (पूर्ण)	18	2	20. कैल्शियम (Ca)	20	2, 8, 8, 2	2	2	4

प्रमुख उदाहरणों का स्पष्टीकरण: Hydrogen (Z=1): केवल K कोश में 1 इलेक्ट्रॉन (1) → Period 1, Group 1। Helium (Z=2): K कोश पूर्ण (2) → अक्रिय गैस होने से Group 18, Period 1। Lithium (Z=3): (2, 1) → 2 कोश अतः Period 2, बाहरी $e^- = 1$ अतः Group 1। Neon (Z=10): (2, 8) → अष्टक पूर्ण अतः Group 18, Period 2। Aluminium (Z=13): (2, 8, 3) → 3 कोश अतः Period 3, संयोजी $e^- = 3$ अतः Group = 10 + 3 = 13। Calcium (Z=20): M कोश में 8 इलेक्ट्रॉन भरने के बाद 19वाँ व 20वाँ इलेक्ट्रॉन चौथे कोश N में जाता है (2, 8, 8, 2) → Period 4, Group 2।

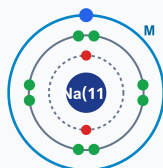
प्रमुख तत्वों के इलेक्ट्रॉन कोश आरेख (Electron Shell Diagrams: C, O, Na, Mg, Cl)



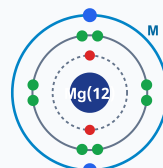
1. कार्बन (C: 2, 4)
K=2, L=4 | P=2, G=14



2. ऑक्सीजन (O: 2, 6)
K=2, L=6 | P=2, G=16



3. सोडियम (Na: 2, 8, 1)
K=2, L=8, M=1 | P=3, G=1



4. मैग्नीशियम (Mg: 2, 8, 2)
K=2, L=8, M=2 | P=3, G=2



5. क्लोरीन (Cl: 2, 8, 7)
K=2, L=8, M=7 | P=3, G=17

चित्र व्याख्या: लाल बिंदु प्रथम कोश (K), हरे बिंदु द्वितीय कोश (L) तथा नीले बिंदु बाहरी संयोजी कोश (Valence Shell) के इलेक्ट्रॉनों को दर्शाते हैं।

6. समूह (Group) और आवर्त (Period) कैसे पहचानें?

Step-by-Step Method

प्रतिनिधि तत्वों (Main-Group / Representative Elements) के लिए Group एवं Period पहचानने के सामान्य सूत्र

- नियम 1 (आवर्त / Period की पहचान):** किसी तत्व के परमाणु में इलेक्ट्रॉनों से भरे हुए कोशों (Occupied Shells) की कुल संख्या = आवर्त संख्या (Period Number)।
- नियम 2 (समूह / Group की पहचान — मुख्य समूह तत्वों हेतु):**
 - (a) यदि बाहरी कोश में 1 या 2 संयोजक इलेक्ट्रॉन हों → समूह संख्या = संयोजक इलेक्ट्रॉनों की संख्या (Group 1 या 2)। (अपवाद: He में 2 इलेक्ट्रॉन हैं किंतु कोश पूर्ण होने से Group 18 में है)।
 - (b) यदि बाहरी कोश में 3 से 8 संयोजक इलेक्ट्रॉन हों → समूह संख्या = 10 + संयोजक इलेक्ट्रॉनों की संख्या (Group 13 से 18)।
- नियम 3 (संयोजकता / Valency की गणना):** यदि संयोजी इलेक्ट्रॉन 1, 2, 3, 4 हों तो संयोजकता = संयोजी इलेक्ट्रॉन; यदि संयोजी इलेक्ट्रॉन 5, 6, 7, 8 हों तो संयोजकता = 8 - संयोजी इलेक्ट्रॉन। (यह नियम मुख्य रूप से कक्षा 10 के प्रतिनिधि तत्वों Z = 1 से 20 पर लागू होता है)।

उदाहरण 1: सोडियम (Sodium, Na — Z = 11)

Step 1 (Electronic Configuration): K = 2, L = 8, M = 1 (2, 8, 1)

Step 2 (Occupied Shells): कुल 3 कोश (K, L, M) भरे हैं।

Step 3 (Valence Electrons): बाहरी M कोश में 1 इलेक्ट्रॉन है।

Step 4 (Group & Period): 3 कोश ⇒ आवर्त = 3; 1 संयोजी e^- ⇒ समूह = 1।

Step 5 (उत्तर): सोडियम आवर्त 3, समूह 1 का तत्व है (संयोजकता = 1)।

उदाहरण 2: मैग्नीशियम (Magnesium, Mg — Z = 12)

Step 1 (Electronic Configuration): K = 2, L = 8, M = 2 (2, 8, 2)

Step 2 (Occupied Shells): कुल 3 कोश (K, L, M) भरे हैं।

Step 3 (Valence Electrons): बाहरी M कोश में 2 इलेक्ट्रॉन हैं।

Step 4 (Group & Period): 3 कोश ⇒ आवर्त = 3; 2 संयोजी e^- ⇒ समूह = 2।

Step 5 (उत्तर): मैग्नीशियम आवर्त 3, समूह 2 का तत्व है (संयोजकता = 2)।

उदाहरण 3: क्लोरीन (Chlorine, Cl — Z = 17)

Step 1 (Electronic Configuration): K = 2, L = 8, M = 7 (2, 8, 7)

Step 2 (Occupied Shells): कुल 3 कोश (K, L, M) भरे हैं।

Step 3 (Valence Electrons): बाहरी M कोश में 7 इलेक्ट्रॉन हैं।

Step 4 (Group & Period): 3 कोश ⇒ आवर्त = 3; समूह = 10 + 7 = 17।

Step 5 (उत्तर): क्लोरीन आवर्त 3, समूह 17 का तत्व है (संयोजकता = 8 - 7 = 1)।

उदाहरण 4: आर्गन (Argon, Ar — Z = 18)

Step 1 (Electronic Configuration): K = 2, L = 8, M = 8 (2, 8, 8)

Step 2 (Occupied Shells): कुल 3 कोश (K, L, M) भरे हैं।

Step 3 (Valence Electrons): बाहरी M कोश में 8 इलेक्ट्रॉन (अष्टक पूर्ण)।

Step 4 (Group & Period): 3 कोश ⇒ आवर्त = 3; समूह = 10 + 8 = 18।

Step 5 (उत्तर): आर्गन आवर्त 3, समूह 18 की उत्कृष्ट गैस है (संयोजकता = 0)।

7. आवर्त में गुणों का परिवर्तन

Trends Across a Period (Left to Right →)

किसी आवर्त में बाएँ से दाएँ (Left to Right) जाने पर कोशों की संख्या समान रहती है, किंतु प्रत्येक कदम पर नाभिक में एक प्रोटॉन और बाहरी कोश में एक इलेक्ट्रॉन बढ़ता है। इससे निम्नलिखित आवर्ती परिवर्तन होते हैं:

A. परमाणु आकार (ATOMIC SIZE) बाएँ से दाएँ: घटता है ↓ परमाणु आकार / परमाणु त्रिज्या (Atomic Radius)

किसी स्वतंत्र परमाणु के नाभिक के केंद्र से उसके सबसे बाहरी इलेक्ट्रॉन कोश के बीच की दूरी को परमाणु आकार या परमाणु त्रिज्या कहते हैं। ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$)।

आवर्त में परिवर्तन: बाएँ से दाएँ जाने पर नाभिकीय आवेश (Nuclear Charge) बढ़ता है जो इलेक्ट्रॉनों को नाभिक की ओर खींचता है, जिससे परमाणु आकार सामान्यतः घटता है।

B. धात्विक गुण (METALLIC CHARACTER) बाएँ से दाएँ: घटता है ↓ धात्विक गुण या विद्युत धनात्मकता (Electropositivity)

किसी तत्व के परमाणु द्वारा रासायनिक अभिक्रिया में संयोजक इलेक्ट्रॉन त्यागकर धनायन (Cation) बनाने की प्रवृत्ति को धात्विक गुण कहते हैं।

आवर्त में परिवर्तन: बाएँ से दाएँ जाने पर नाभिकीय आकर्षण बढ़ने के कारण इलेक्ट्रॉन त्यागना कठिन हो जाता है, इसलिए धात्विक गुण सामान्यतः घटता है।

C. अधात्विक गुण (NON-METALLIC CHARACTER) बाएँ से दाएँ: बढ़ता है ↑ अधात्विक गुण या विद्युत ऋणात्मकता (Electronegativity)

किसी तत्व के परमाणु द्वारा बाहरी कोश में इलेक्ट्रॉन ग्रहण करके ऋणायन (Anion) बनाने की प्रवृत्ति को अधात्विक गुण कहते हैं।

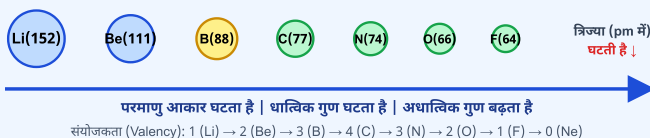
आवर्त में परिवर्तन: बाएँ से दाएँ जाने पर नाभिकीय आवेश बढ़ने और आकार घटने से इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने की प्रवृत्ति बढ़ती है, अतः अधात्विक गुण सामान्यतः बढ़ता है।

D. संयोजकता (VALENCY) पहले 1→4 बढ़ती है, फिर 4→0 घटती है संयोजकता (Valency)

किसी तत्व के एक परमाणु की अन्य परमाणुओं के साथ संयोग करने की क्षमता (अष्टक पूर्ण करने हेतु त्यागे, ग्रहण किए या साझा किए गए इलेक्ट्रॉनों की संख्या) संयोजकता कहलाती है।

आवर्त में परिवर्तन: मुख्य समूह तत्वों में बाएँ से दाएँ जाने पर संयोजकता पहले 1 से 4 तक बढ़ती है और फिर घटकर 0 हो जाती है।

आवर्त में बाएँ से दाएँ (Across a Period: Left → Right)



समूह में ऊपर से नीचे (Down a Group ↓)



सारांश बॉक्स: एक आवर्त (Period) में बाएँ से दाएँ जाने पर सामान्य परिवर्तन

- परमाणु आकार (Atomic Size):** सामान्यतः घटता है (नाभिकीय आवेश बढ़ने के कारण)। (नोट: समूह 18 की उत्कृष्ट गैसों में पूर्ण कोश के इलेक्ट्रॉनिक प्रतिकर्षण के कारण त्रिज्या थोड़ी बड़ी होती है)।
- धात्विक गुण (Metallic Character):** सामान्यतः घटता है (इलेक्ट्रॉन त्यागने की प्रवृत्ति घटती है)।
- अधात्विक गुण (Non-metallic Character):** सामान्यतः बढ़ता है (इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने की प्रवृत्ति बढ़ती है)।
- संयोजकता (Valency):** हाइड्रोजन/ऑक्सीजन के सापेक्ष पहले 1 से 4 तक बढ़ती है, फिर 4 से घटकर 0 हो जाती है।

8. समूह में ऊपर से नीचे गुणों का परिवर्तन

Trends Down a Group (Top to Bottom ↓)

आवर्त सारणी के किसी समूह (Group) में ऊपर से नीचे (Top to Bottom) जाने पर प्रत्येक चरण में **एक नया इलेक्ट्रॉन कोश (New Electron Shell) जुड़ता जाता है**। यद्यपि नाभिकीय आवेश भी बढ़ता है, किंतु नए कोश जुड़ने का प्रभाव अधिक प्रबल होता है।

गुणधर्म (Property)	समूह में ऊपर से नीचे परिवर्तन (Down a Group)	वैज्ञानिक कारण (Scientific Reason)
1. परमाणु आकार (Atomic Size)	बढ़ता है (Increases ↑)	प्रत्येक आवर्त में नीचे जाने पर नए इलेक्ट्रॉन कोश (Shells) जुड़ते हैं , जिससे नाभिक और बाहरी कोश के बीच की दूरी बढ़ जाती है (जैसे Group 1 में: $\text{Li} < \text{Na} < \text{K} < \text{Rb} < \text{Cs}$)।
2. संयोजक इलेक्ट्रॉन (Valence Electrons)	मुख्य समूहों में सामान्यतः समान रहते हैं (Remains Same)	एक ही समूह के सभी तत्वों का बाहरी इलेक्ट्रॉनिक विन्यास समान प्रकार का होता है (जैसे Group 1 में सभी का बाहरी इलेक्ट्रॉन = 1; Group 17 में सभी का = 7)।
3. संयोजकता (Valency)	सामान्यतः समान रहती है (Remains Same)	चूँकि संयोजकता संयोजी इलेक्ट्रॉनों की संख्या पर निर्भर करती है और संयोजी इलेक्ट्रॉन समान रहते हैं, इसलिए एक समूह के सभी तत्वों की संयोजकता समान होती है।
4. धात्विक गुण (Metallic Character)	बढ़ता है (Increases ↑)	परमाणु आकार बढ़ने से बाहरी इलेक्ट्रॉनों पर नाभिक का आकर्षण बल कम हो जाता है, जिससे इलेक्ट्रॉन आसानी से त्यागे जा सकते हैं।
5. अधात्विक गुण (Non-metallic Character)	घटता है (Decreases ↓)	आकार बढ़ने से नाभिक द्वारा नए इलेक्ट्रॉन को आकर्षित करने की क्षमता घट जाती है (जैसे हैलोजन में क्रियाशीलता: $\text{F} > \text{Cl} > \text{Br} > \text{I}$)।
6. रासायनिक गुणधर्म (Chemical Properties)	एकसमान होते हैं (Similar)	रासायनिक गुण बाहरी कोश के संयोजक इलेक्ट्रॉनों पर निर्भर करते हैं, जो एक समूह के सभी तत्वों में समान होते हैं।

9. आवर्तिता

Periodicity of Properties

परिभाषा (DEFINITION)

मुख्य सिद्धांत

आवर्तिता (Periodicity)

तत्वों को बढ़ते हुए परमाणु क्रमांक के क्रम में सजाने पर **एक निश्चित अंतराल (2, 8, 8, 18, 18, 32) के बाद समान भौतिक एवं रासायनिक गुणों वाले तत्वों की पुनरावृत्ति होने की घटना को आवर्तिता (Periodicity) कहते हैं**।

English: Periodicity | आवर्तिता का मूल कारण: नियमित अंतराल पर समान बाहरी इलेक्ट्रॉनिक विन्यास की पुनरावृत्ति होना।

मुख्य वैज्ञानिक नियम: तत्वों के गुण नियमित अंतराल पर क्यों दोहराते हैं?

तत्वों के रासायनिक गुण उनके बाहरी कोश के **इलेक्ट्रॉनिक विन्यास (Electronic Configuration)** पर निर्भर करते हैं। जब तत्वों को परमाणु क्रमांक के बढ़ते क्रम में रखा जाता है, तो निश्चित अंतराल के बाद तत्वों के बाहरी कोश में इलेक्ट्रॉनों की संख्या पुनः समान हो जाती है (जैसे Li: 2,1; Na: 2,8,1; K: 2,8,8,1)। इसी कारण उनके गुण दोहराते हैं और एक ही समूह के तत्व समान गुण प्रदर्शित करते हैं।

10. धातु, अधातु और उपधातु

Metals, Non-metals and Metalloids

परिभाषा

METALS

धातु (Metals)

वे तत्व जो इलेक्ट्रॉन त्यागकर धनायन (M^+) बनाते हैं, आघातवर्धनीय व तन्य होते हैं तथा विद्युत के सुचालक होते हैं। (बाई एवं मध्य ओर: Na, Mg, Al, Fe, Cu)।

परिभाषा

NON-METALS

अधातु (Non-metals)

वे तत्व जो इलेक्ट्रॉन ग्रहण कर ऋणायन (X^-) बनाते हैं तथा प्रायः भंगुर और विद्युत के कुचालक (अपवाद: ग्रेफाइट) होते हैं। (दाई ओर: C, N, O, S, Cl)।

परिभाषा

METALLOIDS

उपधातु (Metalloids)

वे तत्व जो धातु और अधातु दोनों के मध्यवर्ती गुण प्रदर्शित करते हैं। ये सारणी में टेढ़ी-मेढ़ी रेखा (Zig-zag Line) पर स्थित हैं: **B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po**।

परिभाषा 1

ELEMENT

1. तत्व (Element)

वह शुद्ध पदार्थ जो एक ही प्रकार के परमाणुओं से बना होता है और जिसे रासायनिक विधियों से सरल पदार्थों में विभाजित नहीं किया जा सकता।

उदाहरण: सोडियम (Na), कार्बन (C) | कुल ज्ञात तत्व: 118

परिभाषा 2

PERIODIC TABLE

2. आवर्त सारणी (Periodic Table)

तत्वों को उनके गुणधर्मों में समानता के आधार पर क्षैतिज आवर्तों एवं उदग्र समूहों में व्यवस्थित करने वाली सारणी को आवर्त सारणी कहते हैं।

Exam Note: आधुनिक सारणी में 18 समूह और 7 आवर्त हैं।

परिभाषा 3

DOBEREINER'S TRIADS

3. डोबेरेनर का त्रिक (Dobereiner's Triads)

समान रासायनिक गुणों वाले तीन तत्वों का ऐसा समूह जिसमें मध्य तत्व का परमाणु द्रव्यमान प्रथम और तृतीय तत्व के द्रव्यमानों का लगभग औसत होता है।

उदाहरण: (Li, Na, K), (Ca, Sr, Ba), (Cl, Br, I)

परिभाषा 4

NEWLANDS' LAW OF OCTAVES

4. न्यूलैंड्स का अष्टक नियम (Law of Octaves)

तत्वों को बढ़ते परमाणु द्रव्यमान के क्रम में रखने पर प्रत्येक आठवें तत्व का गुण पहले तत्व के गुण के समान होता है (संगीत के आठवें सुर की तरह)।

Exam Note: यह नियम केवल कैल्शियम (Ca) तक लागू हुआ।

परिभाषा 5

MENDELEEV'S PERIODIC LAW

5. मेंडलीफ का आवर्त नियम

"तत्वों के भौतिक और रासायनिक गुण उनके परमाणु द्रव्यमानों (Atomic Masses) के आवर्ती फलन होते हैं।" (प्रतिपादक: डी. आई. मेंडलीफ, 1869)।

Exam Note: मेंडलीफ के समय 63 तत्व ज्ञात थे।

परिभाषा 6

MODERN PERIODIC LAW

6. आधुनिक आवर्त नियम

"तत्वों के भौतिक और रासायनिक गुण उनके परमाणु क्रमांकों (Atomic Numbers) के आवर्ती फलन होते हैं।" (प्रतिपादक: हेनरी मोसले, 1913)।

Exam Note: यह नियम परमाणु संख्या (Z) पर आधारित है।

परिभाषा 7

ATOMIC NUMBER (Z)

7. परमाणु क्रमांक (Atomic Number)

किसी तत्व के परमाणु के नाभिक में उपस्थित कुल प्रोटॉनों की संख्या को उस तत्व का परमाणु क्रमांक (Z) कहते हैं।

उदाहरण: सोडियम (Na) में 11 प्रोटॉन हैं, अतः $Z = 11$ ।

परिभाषा 8

ATOMIC MASS (A)

8. परमाणु द्रव्यमान (Atomic Mass): किसी परमाणु के नाभिक में उपस्थित प्रोटॉनों और न्यूट्रॉनों के कुल द्रव्यमान (कार्बन-12 के 1/12वें भाग के सापेक्ष) को परमाणु द्रव्यमान कहते हैं।

उदाहरण: $C = 12 \text{ u}$, $Na = 23 \text{ u}$, $Cl = 35.5 \text{ u}$

परिभाषा 9

GROUP

9. समूह या वर्ग (Group)

आधुनिक आवर्त सारणी में उपस्थित 18 उदग्र स्तंभों (Vertical Columns) को समूह या वर्ग कहते हैं।

Exam Note: एक ही समूह के तत्वों में संयोजी इलेक्ट्रॉन समान होते हैं।

परिभाषा 10

PERIOD

10. आवर्त (Period)

आधुनिक आवर्त सारणी में उपस्थित 7 क्षैतिज कतारों (Horizontal Rows) को आवर्त कहते हैं।

Exam Note: आवर्त संख्या = परमाणु में इलेक्ट्रॉन कोशों की संख्या।

परिभाषा 11 ELECTRONIC CONFIGURATION
11. इलेक्ट्रॉनिक विन्यास

किसी परमाणु के विभिन्न इलेक्ट्रॉन कोशों (K, L, M, N...) में इलेक्ट्रॉनों के क्रमबद्ध वितरण को उस तत्व का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास कहते हैं।

उदाहरण: सोडियम ($Z=11$) का विन्यास = 2, 8, 1।

परिभाषा 12 VALENCE ELECTRONS
12. संयोजक इलेक्ट्रॉन (Valence Electrons)

किसी परमाणु के सबसे बाहरी कोश (संयोजी कोश) में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों की संख्या को संयोजक इलेक्ट्रॉन कहते हैं।

उदाहरण: क्लोरीन (2, 8, 7) में संयोजक इलेक्ट्रॉन = 7।

परिभाषा 13 VALENCY
13. संयोजकता (Valency)

किसी परमाणु द्वारा अष्टक पूर्ण करने के लिए त्यागे गए, ग्रहण किए गए या साझा किए गए इलेक्ट्रॉनों की संख्या को उसकी संयोजकता कहते हैं।

उदाहरण: Cl (2,8,7) की संयोजकता = 8 - 7 = 1।

परिभाषा 14 PERIODICITY
14. आवर्तिता (Periodicity)

तत्वों को बढ़ते परमाणु क्रमांक में रखने पर निश्चित अंतराल के बाद समान गुणों वाले तत्वों की पुनरावृत्ति होने के गुण को आवर्तिता कहते हैं।

कारण: समान बाहरी इलेक्ट्रॉनिक विन्यास का दोहराव।

परिभाषा 15 ATOMIC SIZE
15. परमाणु आकार (Atomic Size)

एक स्वतंत्र परमाणु के नाभिक के केंद्र से उसके सबसे बाहरी इलेक्ट्रॉन कोश के बीच की दूरी को परमाणु आकार या परमाणु त्रिज्या कहते हैं।

मात्रक: पिकोमीटर ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$)। H की त्रिज्या = 37 pm।

परिभाषा 16 METALLIC CHARACTER
16. धात्विक गुण (Metallic Character)

किसी तत्व के परमाणु द्वारा इलेक्ट्रॉन त्यागकर धनायन (Cation) बनाने की प्रवृत्ति को धात्विक गुण या विद्युत धनात्मकता कहते हैं।

Trend: समूह में नीचे जाने पर बढ़ता है, आवर्त में घटता है।

परिभाषा 17 NON-METALLIC CHARACTER
17. अधात्विक गुण (Non-metallic Character)

किसी तत्व के परमाणु द्वारा इलेक्ट्रॉन ग्रहण करके ऋणायन (Anion) बनाने की प्रवृत्ति को अधात्विक गुण या विद्युत ऋणात्मकता कहते हैं।

Trend: आवर्त में बाएँ से दाएँ बढ़ता है, समूह में नीचे घटता है।

परिभाषा 18 METALLOID
18. उपधातु (Metalloid)

वे तत्व जिनमें धातु तथा अधातु दोनों के मध्यवर्ती भौतिक एवं रासायनिक गुण पाए जाते हैं, उपधातु कहलाते हैं।

उदाहरण: बोरॉन (B), सिलिकॉन (Si), जर्मेनियम (Ge), आर्सेनिक (As)।

परिभाषा 19 ISOTOPES
19. समस्थानिक (Isotopes)

एक ही तत्व के वे परमाणु जिनकी परमाणु संख्या समान होती है किंतु परमाणु द्रव्यमान भिन्न-भिन्न होते हैं, समस्थानिक कहलाते हैं।

उदाहरण: कार्बन के समस्थानिक (^{12}C , ^{14}C); क्लोरीन (^{35}Cl , ^{37}Cl)।

परिभाषा 20 VALENCE SHELL
20. बाहरी कोश (Valence Shell)

किसी परमाणु में इलेक्ट्रॉनों से युक्त सबसे बाहरी कक्षा या कोश को बाहरी कोश या संयोजी कोश कहते हैं।

Exam Note: रासायनिक अभिक्रिया में केवल इसी कोश के इलेक्ट्रॉन भाग लेते हैं।

12. महत्वपूर्ण तुलनात्मक तालिकाएँ (Important Comparison Tables: 1 से 9)

1. डोबेरेनर के त्रिक बनाम न्यूलैंड्स का अष्टक नियम

डोबेरेनर के त्रिक (1817)	न्यूलैंड्स का अष्टक नियम (1866)
1. तत्वों को 3-3 के समूह (त्रिक) में रखा गया।	1. तत्वों को 8 के अंतराल (संगीत के सुरों) में रखा गया।
2. मध्य तत्व का द्रव्यमान प्रथम व तृतीय का औसत था।	2. प्रत्येक आठवें तत्व का गुण प्रथम तत्व के समान था।
3. केवल 3 त्रिक (9 तत्व) ही पहचाने जा सके।	3. केवल कैल्शियम (Ca) तक के तत्वों पर लागू हुआ।

2. न्यूलैंड्स का अष्टक बनाम मेंडलीफ की आवर्त सारणी

न्यूलैंड्स का अष्टक (1866)	मेंडलीफ की आवर्त सारणी (1869)
1. यह कल्पना की गई कि प्रकृति में केवल 56 तत्व हैं।	1. उस समय 63 तत्व ज्ञात थे और नए तत्वों की खोज संभव मानी गई।
2. अज्ञात तत्वों के लिए कोई खाली स्थान नहीं छोड़ा गया।	2. अज्ञात तत्वों के लिए खाली स्थान छोड़े गए व भविष्यवाणी की गई।
3. यह केवल हल्के तत्वों (Ca तक) के लिए उपयुक्त था।	3. यह हल्के और भारी दोनों तत्वों पर लागू हुई।

3. मेंडलीफ की आवर्त सारणी बनाम आधुनिक आवर्त सारणी [BSEB VVI — 5 Marks]

अंतर का आधार	मेंडलीफ की आवर्त सारणी (Mendeleev's Periodic Table)	आधुनिक आवर्त सारणी (Modern Periodic Table)
1. आधार	यह तत्वों के परमाणु द्रव्यमान (Atomic Mass) पर आधारित है।	यह तत्वों के परमाणु क्रमांक (Atomic Number) पर आधारित है।
2. समूह (Groups)	मूल सारणी में 8 समूह थे (बाद में शून्य समूह जोड़ा गया)।	इसमें कुल 18 उदग्र समूह (Groups 1-18) हैं।
3. उप-समूह (Sub-groups)	प्रत्येक समूह को A तथा B उप-समूहों में बाँटा गया था।	कोई उप-समूह नहीं है; सभी 18 समूह स्वतंत्र हैं।
4. समस्थानिकों का स्थान	समस्थानिकों (Isotopes) को कोई निश्चित स्थान नहीं मिला।	समान परमाणु क्रमांक होने के कारण एक ही स्थान पर स्थित हैं।
5. धातु व अधातु का पृथक्करण	धातु और अधातु तत्व स्पष्ट रूप से अलग नहीं थे।	धातु (बाएँ), अधातु (दाएँ) और उपधातु (मध्य ज़िग-ज़ैग रेखा) स्पष्ट रूप से अलग हैं।

4. समूह (Group) बनाम आवर्त (Period)

समूह / वर्ग (Group)	आवर्त (Period)
1. आवर्त सारणी के उदग्र स्तंभों (Vertical Columns) को समूह कहते हैं।	1. आवर्त सारणी की क्षैतिज कतारों (Horizontal Rows) को आवर्त कहते हैं।
2. इनकी कुल संख्या 18 है।	2. इनकी कुल संख्या 7 है।
3. एक समूह में संयोजक इलेक्ट्रॉन व संयोजकता समान रहती है।	3. एक आवर्त में कोशों की संख्या समान रहती है, पर संयोजी इलेक्ट्रॉन बढ़ते हैं।
4. एक समूह के तत्वों के रासायनिक गुण समान होते हैं।	4. एक आवर्त के तत्वों के रासायनिक गुण बाएँ से दाएँ बदलते हैं।

5. परमाणु क्रमांक बनाम परमाणु द्रव्यमान

परमाणु क्रमांक (Z)	परमाणु द्रव्यमान (A)
1. नाभिक में उपस्थित प्रोटॉनों की कुल संख्या है।	1. नाभिक में उपस्थित प्रोटॉन + न्यूट्रॉन का कुल द्रव्यमान है।
2. यह सदैव एक पूर्ण संख्या (Whole Number) होती है।	2. यह दशमलव या भिन्नात्मक (जैसे $Cl = 35.5$) हो सकता है।
3. एक तत्व के सभी समस्थानिकों का Z समान होता है।	3. समस्थानिकों का परमाणु द्रव्यमान भिन्न होता है।
4. यह आधुनिक आवर्त सारणी का आधार है।	4. यह मेंडलीफ की आवर्त सारणी का आधार था।

6. संयोजक इलेक्ट्रॉन बनाम संयोजकता

संयोजक इलेक्ट्रॉन (Valence e^-)	संयोजकता (Valency)
1. सबसे बाहरी कोश में उपस्थित कुल इलेक्ट्रॉनों की संख्या है।	1. अष्टक पूर्ण करने हेतु त्यागे या ग्रहण किए गए इलेक्ट्रॉनों की संख्या है।
2. इनका मान 1 से 8 तक होता है।	2. इनका मान 0 से 4 तक होता है।
3. उदाहरण: Cl (2,8,7) में संयोजी इलेक्ट्रॉन = 7।	3. उदाहरण: Cl (2,8,7) की संयोजकता = $8 - 7 = 1$ ।

7. धातु बनाम अधातु तथा 8. आवर्त बनाम समूह Trends

गुणधर्म	आवर्त में (बाएँ → दाएँ)	समूह में (ऊपर ↓ नीचे)
परमाणु आकार	घटता है ↓	बढ़ता है ↑
संयोजी इलेक्ट्रॉन	1 से 8 तक बढ़ते हैं ↑	समान रहते हैं (=)
संयोजकता	1→4 बढ़ती, 4→0 घटती है	समान रहती है (=)
धात्विक गुण	घटता है ↓ (धातु: धनायन बनाते हैं)	बढ़ता है ↑ (अधातु: ऋणायन बनाते हैं)

13. महत्वपूर्ण हल किए गए प्रश्न (Solved Questions: 1 से 12)

प्रश्न 1 (1 अंक): आधुनिक आवर्त नियम किसने और कब प्रतिपादित किया?

उत्तर: हेनरी मोसले (Henry Moseley) ने सन् 1913 ई. में आधुनिक आवर्त नियम प्रतिपादित किया, जिसके अनुसार तत्वों के गुण उनके परमाणु क्रमांक के आवर्ती फलन होते हैं।

प्रश्न 2 (1 अंक): मेंडलीफ के समय कुल कितने तत्व ज्ञात थे?

उत्तर: जब मेंडलीफ ने सन् 1869 में अपना कार्य प्रारंभ किया, तब कुल 63 तत्व (63 Elements) ज्ञात थे, जबकि आज 118 तत्व ज्ञात हैं।

प्रश्न 3 (1 अंक): आवर्त सारणी के उदग्र स्तंभों और क्षैतिज कतारों को क्या कहते हैं?

उत्तर: उदग्र स्तंभों को समूह या वर्ग (Groups — कुल 18) तथा क्षैतिज कतारों को आवर्त (Periods — कुल 7) कहते हैं।

प्रश्न 4 (1 अंक): समूह 18 के तत्वों को क्या कहा जाता है और उनकी संयोजकता कितनी होती है?

उत्तर: समूह 18 के तत्वों को उत्कृष्ट गैसों (Noble Gases) या अक्रिय गैसों कहा जाता है। इनका बाहरी कोश पूर्ण होता है, अतः इनकी संयोजकता शून्य (0) होती है।

प्रश्न 5 (2 अंक): क्या डोबेरेनर के त्रिक न्यूलैंड्स के अष्टक के स्तंभ में भी पाए जाते हैं? तुलना करके पता लगाएँ।

उत्तर: हाँ, डोबेरेनर के त्रिक न्यूलैंड्स के अष्टक के स्तंभ में भी पाए जाते हैं। उदाहरण के लिए, लिथियम (Li), सोडियम (Na) और पोटैशियम (K) डोबेरेनर का एक त्रिक बनाते हैं। यदि हम न्यूलैंड्स के अष्टक में Li को पहला तत्व मानें, तो आठवाँ तत्व Na आता है और Na से आठवाँ तत्व K आता है। ये तीनों एक ही स्तंभ में हैं।

प्रश्न 6 (2 अंक): मेंडलीफ ने अपनी आवर्त सारणी तैयार करने के लिए कौन-सा मापदंड अपनाया?

उत्तर: मेंडलीफ ने दो मुख्य मापदंड अपनाए:

1. तत्वों को उनके बढ़ते हुए परमाणु द्रव्यमान के क्रम में सजाना।
2. समान रासायनिक गुणधर्मों वाले तत्वों (विशेषकर ऑक्सीजन और हाइड्रोजन के साथ बनने वाले ऑक्साइड एवं हाइड्राइड के सूत्रों) के आधार पर उन्हें एक ही समूह में रखना।

प्रश्न 7 (2 अंक): आपके अनुसार उत्कृष्ट गैसों को अलग समूह में क्यों रखा गया? [BSEB VVI]

उत्तर: उत्कृष्ट गैसों (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) को अलग समूह (समूह 18) में रखा गया क्योंकि:

1. इनका बाहरी इलेक्ट्रॉन कोश पूर्णतः भरा होता है, जिससे ये रासायनिक रूप से अत्यंत अक्रिय (Inert) होती हैं।
2. वायुमंडल में इनकी मात्रा बहुत कम होने के कारण इनकी खोज देर से हुई और इन्हें पुरानी सारणी को छेड़े बिना अलग समूह में रखा जा सका।

प्रश्न 8 (2 अंक): एक तत्व का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास 2, 8, 7 है।

(a) इस तत्व की परमाणु संख्या क्या है? (b) यह N(7), F(9), P(15), Ar(18) में से किसके साथ रासायनिक समानता रखेगा?

उत्तर: (a) इस तत्व की परमाणु संख्या $Z = 2 + 8 + 7 = 17$

(क्लोरीन - Cl) है।

(b) यह फ्लोरीन (F, $Z = 9$; विन्यास: 2, 7) के साथ रासायनिक समानता रखेगा क्योंकि दोनों के बाहरी कोश में 7 संयोजक इलेक्ट्रॉन हैं।

प्रश्न 9 (2 अंक): किसी आवर्त में बाएँ से दाएँ जाने पर परमाणु त्रिज्या क्यों घटती है? कारण बताएँ।

उत्तर: नाभिकीय आवेश बढ़ने के कारण परमाणु त्रिज्या घटती है। आवर्त में बाएँ से दाएँ जाने पर कोशों की संख्या वही रहती है, परंतु नाभिक में प्रोटॉनों की संख्या (नाभिकीय आवेश) बढ़ती है। यह बढ़ा हुआ आवेश बाहरी इलेक्ट्रॉनों को नाभिक की ओर अधिक बल से खींचता है, जिससे परमाणु का आकार सिकुड़ जाता है।

प्रश्न 10 (2 अंक): किसी समूह में ऊपर से नीचे आने पर धात्विक गुण कैसे और क्यों बदलता है?

उत्तर: समूह में ऊपर से नीचे आने पर धात्विक गुण बढ़ता है। नीचे जाने पर नए इलेक्ट्रॉन कोश जुड़ते हैं जिससे परमाणु आकार बढ़ता है और संयोजक इलेक्ट्रॉनों पर नाभिकीय आकर्षण कम हो जाता है। फलस्वरूप परमाणु आसानी से इलेक्ट्रॉन त्यागकर धनायन बना सकता है।

प्रश्न 11 (2 अंक): लिथियम (Li), सोडियम (Na) और पोटैशियम (K) के परमाणुओं में एक समानता और उनका समूह नाम लिखें।

उत्तर: मुख्य समानता: इन तीनों तत्वों के परमाणुओं के सबसे बाहरी कोश में केवल 1 संयोजक इलेक्ट्रॉन होता है (Li: 2,1; Na: 2,8,1; K: 2,8,8,1)। इन्हें समूह 1 में रखा गया है और इन्हें क्षार धातु (Alkali Metals) कहते हैं।

प्रश्न 12 (2 अंक): हीलियम (He) एक अक्रिय गैस है और नियॉन (Ne) की भी अभिक्रियाशीलता अत्यंत कम है। इनके परमाणुओं में क्या समानता है?

उत्तर: दोनों तत्वों के परमाणुओं का सबसे बाहरी इलेक्ट्रॉन कोश पूर्णतः भरा हुआ है। हीलियम ($Z=2$) के एकमात्र प्रथम कोश (K) में 2 इलेक्ट्रॉन हैं और नियॉन ($Z=10$: 2, 8) के बाहरी कोश (L) में 8 इलेक्ट्रॉन पूरे हैं।

13. महत्वपूर्ण हल किए गए प्रश्न (Solved Questions: 13 से 22)

प्रश्न 13 (3 अंक): आधुनिक आवर्त सारणी द्वारा किस प्रकार से मेंडलीफ की आवर्त सारणी की विविध विसंगतियों को दूर किया गया? [NCERT & BSEB VII]

उत्तर: आधुनिक आवर्त सारणी परमाणु क्रमांक (Z) पर आधारित है, जिससे मेंडलीफ की निम्नलिखित विसंगतियाँ स्वतः दूर हो गई:

1. **समस्थानिकों का स्थान:** एक तत्व के सभी समस्थानिकों का परमाणु क्रमांक समान होता है, अतः उन्हें एक ही स्थान पर रखा गया।
2. **कोबाल्ट एवं निकेल का क्रम:** कोबाल्ट (Z = 27) का परमाणु क्रमांक निकेल (Z = 28) से कम है, इसलिए अधिक द्रव्यमान होने पर भी Co स्वाभाविक रूप से Ni से पहले आता है।
3. **नए तत्वों की निश्चित संख्या:** दो क्रमागत तत्वों के परमाणु क्रमांक में केवल 1 इकाई का अंतर होता है, अतः दो तत्वों के बीच कितने तत्व आ सकते हैं यह पूर्णतः निश्चित हो गया।

प्रश्न 14 (3 अंक): आवर्त सारणी में तीन तत्व A, B तथा C की स्थिति इस प्रकार है— समूह 16: A (ऊपर), B (नीचे); समूह 17: (ऊपर रिक्त), C (B के दाएँ)। अब बताएँ: (a) A धातु है या अधातु? (b) A की अपेक्षा C अधिक अभिक्रियाशील है या कम? (c) C का साइज़ B से बड़ा होगा या छोटा? (d) तत्व A किस प्रकार के आयन बनाएगा?

उत्तर:

- (a) **अधातु (Non-metal):** क्योंकि समूह 16 और 17 आवर्त सारणी के दाईं ओर स्थित अधातु समूह हैं।
- (b) समूह में नीचे जाने पर अधातुओं की अभिक्रियाशीलता घटती है और आवर्त में बाएँ से दाएँ बढ़ती है (यहाँ B तथा C एक ही आवर्त में हैं जहाँ C अधिक क्रियाशील है, पर A ऊपर होने से उच्च क्रियाशील रखता है)।
- (c) **C का साइज़ B से छोटा होगा:** क्योंकि B और C एक ही आवर्त में हैं और बाएँ से दाएँ जाने पर परमाणु आकार घटता है।
- (d) **ऋणायन (Anion, A^{2-}):** क्योंकि समूह 16 के तत्व 2 इलेक्ट्रॉन ग्रहण कर अष्टक पूरा करते हैं।

प्रश्न 15 (3 अंक): परमाणु संख्या 12 वाले मैग्नीशियम तथा परमाणु संख्या 16 वाले सल्फर की संयोजकता क्या है? उनके समूह और आवर्त भी बताएँ।

उत्तर:

1. **मैग्नीशियम (Mg, Z = 12):** इलेक्ट्रॉनिक विन्यास = 2, 8, 2।
 - संयोजक इलेक्ट्रॉन = 2 $\Rightarrow$ **संयोजकता = 2** (2 इलेक्ट्रॉन त्यागकर)।
 - 3 कोश भरे हैं $\Rightarrow$ **आवर्त = 3; समूह = 2।**
2. **सल्फर (S, Z = 16):** इलेक्ट्रॉनिक विन्यास = 2, 8, 6।
 - संयोजक इलेक्ट्रॉन = 6 $\Rightarrow$ **संयोजकता = 8 - 6 = 2** (2 इलेक्ट्रॉन ग्रहण कर)।
 - 3 कोश भरे हैं $\Rightarrow$ **आवर्त = 3; समूह = 10 + 6 = 16।**

प्रश्न 16 (3 अंक): पहले दस तत्वों में कौन-सी धातुएँ हैं? उनके इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिखें।

उत्तर: आधुनिक आवर्त सारणी के प्रथम 10 तत्वों (H से Ne तक) में केवल दो धातुएँ (Two Metals) हैं:

1. **लिथियम (Lithium - Li, Z = 3):** इलेक्ट्रॉनिक विन्यास = 2, 1 (समूह 1, क्षार धातु)।
2. **बेरिलियम (Beryllium - Be, Z = 4):** इलेक्ट्रॉनिक विन्यास = 2, 2 (समूह 2, क्षारीय मृदा धातु)।

प्रश्न 17 (2 अंक): नाइट्रोजन (परमाणु संख्या 7) तथा फॉस्फोरस (परमाणु संख्या 15) आवर्त सारणी के समूह 15 के तत्व हैं। इनमें से कौन-सा तत्व अधिक विद्युत ऋणात्मक होगा और क्यों?

उत्तर: नाइट्रोजन (N: 2, 5) अधिक विद्युत ऋणात्मक होगा। समूह में ऊपर से नीचे जाने पर नए कोश जुड़ने से परमाणु आकार बढ़ता है (P: 2, 8, 5), जिससे इलेक्ट्रॉन आकर्षित करने की प्रवृत्ति (विद्युत ऋणात्मकता) घट जाती है।

प्रश्न 18 (2 अंक): एक परमाणु का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास 2, 8, 7 है। इस तत्व का नाम, संकेत, समूह, आवर्त और संयोजकता लिखें।

उत्तर: कुल इलेक्ट्रॉन = 2 + 8 + 7 = 17 $\Rightarrow$ परमाणु क्रमांक = 17।

- **नाम एवं संकेत:** क्लोरीन (Cl)
- **आवर्त (Period):** 3 (तीन कोश K, L, M भरे हैं)
- **समूह (Group):** 10 + 7 = 17 (हैलोजन परिवार)
- **संयोजकता (Valency):** 8 - 7 = 1

प्रश्न 19 (2 अंक): किस तत्व में— (a) दो कोश हैं तथा दोनों इलेक्ट्रॉनों से पूरित हैं? (b) इलेक्ट्रॉनिक विन्यास 2, 8, 2 है? (c) कुल तीन कोश हैं तथा संयोजकता कोश में चार इलेक्ट्रॉन हैं?

- उत्तर:** (a) **नियॉन (Ne, Z=10)** — विन्यास: 2, 8।
(b) **मैग्नीशियम (Mg, Z=12)** — विन्यास: 2, 8, 2।
(c) **सिलिकॉन (Si, Z=14)** — विन्यास: 2, 8, 4।

प्रश्न 20 (2 अंक): किस तत्व में— (a) कुल दो कोश हैं तथा संयोजकता कोश में तीन इलेक्ट्रॉन हैं? (b) दूसरे कोश में पहले कोश से दोगुने इलेक्ट्रॉन हैं?

- उत्तर:** (a) **बोरॉन (B, Z=5)** — विन्यास: 2, 3।
(b) **कार्बन (C, Z=6)** — विन्यास: K=2, L=4 (दूसरे कोश में पहले कोश के 2 इलेक्ट्रॉनों का दोगुना अर्थात् 4 इलेक्ट्रॉन हैं)।

प्रश्न 21 (दीर्घ उत्तरीय - 5 अंक): एक तत्व 'X' के क्लोराइड का सूत्र XCl_2 है जो एक ठोस है तथा जिसका गलनांक अधिक है। आवर्त सारणी में यह तत्व संभवतः किस समूह के अंतर्गत होगा? Na, Mg, Al, Si में से यह किसके समान होगा और क्यों?

उत्तर: सूत्र XCl_2 से स्पष्ट है कि क्लोरीन (संयोजकता = 1) के दो परमाणुओं से संयोग करने के कारण तत्व 'X' की संयोजकता 2 है। चूँकि XCl_2 उच्च गलनांक वाला एक आयनिक ठोस है, अतः तत्व 'X' दो इलेक्ट्रॉन त्यागकर X^{2+} धनायन बनाने वाली धातु है। इसलिए यह आवर्त सारणी के समूह 2 (क्षारीय मृदा धातु) में स्थित होगा और दिए गए तत्वों में से मैग्नीशियम (Mg, Z = 12; विन्यास: 2, 8, 2 $\rightarrow$ MgCl_2) के अंतर्गत होगा।

नीचे दिए गए सभी प्रश्न Bihar Board Pattern Practice Questions हैं जो कक्षा 10 की बोर्ड परीक्षा की तैयारी के लिए वर्गीकृत किए गए हैं:

A. अति लघु उत्तरीय प्रश्न (1 अंक)

1. आधुनिक आवर्त सारणी में कुल कितने आवर्त और कितने समूह हैं?
2. अष्टक नियम (Law of Octaves) का प्रतिपादन किस वैज्ञानिक ने किया था?
3. मेंडलीफ की आवर्त सारणी का मुख्य आधार क्या था?
4. आवर्त सारणी के प्रथम आवर्त में कुल कितने तत्व हैं? उनके नाम लिखें।
5. समूह 17 के तत्वों को किस नाम से जाना जाता है?
6. किसी परमाणु की त्रिज्या को किस मात्रक (Unit) में मापा जाता है?

B. लघु उत्तरीय प्रश्न (2 अंक)

1. डोबरेनर के त्रिक नियम को एक उपयुक्त उदाहरण सहित लिखिए।
2. न्यूलैंड्स के अष्टक नियम की कोई दो प्रमुख सीमाएँ लिखिए।
3. मेंडलीफ की आवर्त सारणी में अज्ञात तत्वों के लिए खाली स्थान छोड़ने का क्या लाभ हुआ?
4. समस्थानिक (Isotopes) क्या हैं? आधुनिक आवर्त सारणी में इन्हें कैसे स्थान दिया गया है?
5. उपधातु (Metalloids) किसे कहते हैं? किन्हीं चार उपधातुओं के नाम व संकेत लिखें।

C. कारण बताइए (Give Reasons — 2/3 अंक)

1. सोडियम (Na) की परमाणु त्रिज्या क्लोरिन (Cl) से बड़ी क्यों होती है, जबकि दोनों तीसरे आवर्त में हैं?
2. एक ही समूह के सभी तत्वों के रासायनिक गुणधर्म समान क्यों होते हैं?
3. आवर्त सारणी में हाइड्रोजन (H) का स्थान विवादास्पद क्यों माना जाता है?
4. पोटैशियम (K, Z=19) सोडियम (Na, Z=11) की तुलना में अधिक अभिक्रियाशील धातु क्यों है?
5. समूह 18 के तत्वों की रासायनिक अभिक्रियाशीलता शून्य क्यों होती है?

D. अंतर स्पष्ट कीजिए (Differentiate — 3/5 अंक)

1. मेंडलीफ की आवर्त सारणी और आधुनिक आवर्त सारणी में पाँच मुख्य अंतर लिखें।
2. आवर्त सारणी के 'समूह' (Group) और 'आवर्त' (Period) में चार अंतर स्पष्ट करें।
3. संयोजक इलेक्ट्रॉन (Valence Electrons) और संयोजकता (Valency) में उदाहरण सहित अंतर बताएँ।
4. धात्विक गुण (Metallic Character) और अधात्विक गुण (Non-metallic Character) में अंतर स्पष्ट करें।

E. इलेक्ट्रॉनिक विन्यास एवं Group/Period पहचान प्रश्न

1. निम्नलिखित तत्वों का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास लिखकर उनका समूह (Group), आवर्त (Period) तथा संयोजकता (Valency) ज्ञात करें:
(i) कार्बन (Z = 6) (ii) फ्लोरिन (Z = 9) (iii) एलुमिनियम (Z = 13) (iv) फॉस्फोरस (Z = 15) (v) कैल्शियम (Z = 20)
2. दो तत्वों A और B के परमाणु क्रमांक क्रमशः 11 और 17 हैं। इनके बीच बनने वाले यौगिक का रासायनिक सूत्र एवं बंधन की प्रकृति लिखें।

F. दीर्घ उत्तरीय प्रश्न (Long Answer — 5 अंक)

1. मेंडलीफ की आवर्त सारणी की प्रमुख उपलब्धियों और उसकी कमियों (सीमाओं) का सविस्तार वर्णन करें।
2. आधुनिक आवर्त सारणी की संरचना का वर्णन करें तथा स्पष्ट करें कि किसी आवर्त में बाएँ से दाएँ और समूह में ऊपर से नीचे जाने पर (i) परमाणु आकार, (ii) संयोजकता, और (iii) धात्विक गुण में क्या परिवर्तन होता है?
3. परमाणु संख्या 6, 8, 11, 12 एवं 17 वाले तत्वों के नाम लिखकर उनके स्वच्छ इलेक्ट्रॉन कोश आरेख (Electron Shell Diagrams) बनाएँ।

बिहार बोर्ड परीक्षा में पूरे अंक पाने का स्वर्णिम नियम (Scoring Strategy)

बिहार बोर्ड में जब भी "अंतर स्पष्ट करें" पूछा जाए, तो उत्तर हमेशा पैराग्राफ के बजाय **दो स्तंभों वाली तालिका (Table Format)** में लिखें। और जब "समूह व आवर्त पहचानें" पूछा जाए, तो पहले K, L, M, N कोश लिखकर इलेक्ट्रॉनिक विन्यास अवश्य दर्शाएँ।

1. आधुनिक आवर्त सारणी में कुल कितने समूह (Groups) और आवर्त (Periods) हैं?

A. 7 समूह, 18 आवर्त B. 18 समूह, 7 आवर्त C. 8 समूह, 6 आवर्त D. 16 समूह, 7 आवर्त

3. मेंडलीफ की आवर्त सारणी में तत्वों के वर्गीकरण का आधार क्या है?

A. परमाणु संख्या B. परमाणु द्रव्यमान C. परमाणु आयतन D. न्यूट्रॉन की संख्या

5. त्रिक का नियम (Law of Triads) किस वैज्ञानिक ने दिया था?

A. न्यूलैंड्स B. डोबेरेनर C. मेंडलीफ D. रदरफोर्ड

7. न्यूलैंड्स के समय प्रकृति में कुल कितने तत्व ज्ञात थे?

A. 30 B. 56 C. 63 D. 118

9. वर्तमान में आधुनिक आवर्त सारणी में कुल कितने तत्व ज्ञात हैं?

A. 108 B. 112 C. 114 D. 118

11. 'एका-सिलिकॉन' (Eka-Silicon) को आधुनिक सारणी में किस नाम से जाना जाता है?

A. गैलियम B. जर्मेनियम C. स्कैंडियम D. बोरॉन

13. आवर्त सारणी के दूसरे और तीसरे आवर्त में कितने-कितने तत्व होते हैं?

A. 2 B. 8 C. 18 D. 32

15. समूह 1 के तत्वों को क्या कहा जाता है?

A. क्षारीय मृदा धातु B. क्षार धातु (Alkali Metals) C. हैलोजन D. अक्रिय गैसें

17. किसी कोश में इलेक्ट्रॉनों की अधिकतम संख्या किस सूत्र से ज्ञात की जाती है?

A. n^2 B. $2n^2$ C. $2n$ D. $3n^2$

19. सोडियम (परमाणु संख्या 11) का सही इलेक्ट्रॉनिक विन्यास क्या है?

A. 2, 9 B. 2, 8, 1 C. 2, 1, 8 D. 8, 2, 1

21. क्लोरीन ($Z = 17$) की संयोजकता (Valency) क्या है?

A. 7 B. 1 C. 2 D. 0

23. एक तत्व का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास 2, 8, 4 है। यह तत्व कौन-सा है?

A. कार्बन (C) B. मैग्नीशियम (Mg) C. सिलिकॉन (Si) D. सल्फर (S)

25. किसी समूह में ऊपर से नीचे जाने पर परमाणु का आकार—

A. बढ़ता है B. घटता है C. समान रहता है D. शून्य हो जाता है

2. आधुनिक आवर्त नियम किस वैज्ञानिक ने प्रतिपादित किया था?

A. न्यूलैंड्स B. डोबेरेनर C. हेनरी मोसले D. मेंडलीफ

4. आधुनिक आवर्त सारणी में तत्वों के वर्गीकरण का आधार क्या है?

A. परमाणु द्रव्यमान B. परमाणु क्रमांक C. परमाणु घनत्व D. संयोजकता

6. न्यूलैंड्स का अष्टक नियम किस तत्व तक ही सही लागू होता था?

A. सोडियम (Na) B. पोटैशियम (K) C. कैल्शियम (Ca) D. क्लोरीन (Cl)

8. मेंडलीफ के समय कुल कितने तत्व ज्ञात थे?

A. 56 B. 63 C. 94 D. 118

10. मेंडलीफ द्वारा भविष्यवाणी किए गए 'एका-एलुमिनियम' की जगह बाद में कौन-सा तत्व खोजा गया?

A. स्कैंडियम (Sc) B. गैलियम (Ga) C. जर्मेनियम (Ge) D. सिलिकॉन (Si)

12. आवर्त सारणी के प्रथम आवर्त (Period 1) में तत्वों की संख्या कितनी है?

A. 2 B. 8 C. 18 D. 32

14. आवर्त सारणी के शून्य समूह (समूह 18) का तत्व कौन-सा है?

A. हाइड्रोजन (H) B. हीलियम (He) C. कार्बन (C) D. क्लोरीन (Cl)

16. समूह 17 के तत्वों को क्या कहा जाता है?

A. क्षार धातु B. संक्रमण तत्व C. हैलोजन (Halogens) D. उपधातु

18. द्वितीय कोश (L कोश, $n = 2$) में अधिकतम कितने इलेक्ट्रॉन रह सकते हैं?

A. 2 B. 8 C. 18 D. 32

20. क्लोरीन ($Z = 17$) के परमाणु के बाहरी कोश में कितने संयोजक इलेक्ट्रॉन होते हैं?

A. 1 B. 5 C. 7 D. 8

22. कैल्शियम ($Z = 20$) आधुनिक आवर्त सारणी के किस आवर्त और किस समूह में है?

A. आवर्त 3, समूह 2 B. आवर्त 4, समूह 2 C. आवर्त 2, समूह 4 D. आवर्त 4, समूह 1

24. आवर्त सारणी में बाएँ से दाएँ जाने पर परमाणु आकार (Atomic Size) में क्या परिवर्तन होता है?

A. बढ़ता है B. घटता है C. अपरिवर्तित रहता है D. पहले बढ़ता है फिर घटता है

15. वस्तुनिष्ठ प्रश्न अभ्यास सेट (50 MCQs — भाग 2: प्रश्न 26 से 50 एवं उत्तरमाला)

26. किसी आवर्त में बाएँ से दाएँ जाने पर धात्विक गुण (Metallic Character) —

A. बढ़ता है B. घटता है C. स्थिर रहता है D. इनमें से कोई नहीं

28. किसी समूह में ऊपर से नीचे जाने पर संयोजक इलेक्ट्रॉनों की संख्या —

A. बढ़ती है B. घटती है C. समान रहती है D. दोगुनी हो जाती है

30. निम्नलिखित में से कौन सबसे अधिक अभिक्रियाशील हैलोजन (अधातु) है?

A. फ्लोरीन (F) B. क्लोरीन (Cl) C. ब्रोमीन (Br) D. आयोडीन (I)

32. उत्कृष्ट गैसों (Noble Gases) की संयोजकता कितनी होती है?

A. 0 B. 1 C. 2 D. 8

34. तत्व X, XCl_2 सूत्र वाला एक क्लोराइड बनाता है जो उच्च गलनांक वाला ठोस है। X किसके समान समूह में होगा?

A. Na B. Mg C. Al D. Si

36. किस तत्व के दूसरे कोश में पहले कोश से दोगुने इलेक्ट्रॉन हैं?

A. बोरॉन (B) B. कार्बन (C) C. नाइट्रोजन (N) D. ऑक्सीजन (O)

38. 1 पिकोमीटर (1 pm) कितने मीटर के बराबर होता है?

A. 10^{-9} m B. 10^{-10} m C. 10^{-12} m D. 10^{-15} m

40. लैंथेनाइड और ऐक्टिनाइड श्रेणी के तत्वों को किस समूह और आवर्त से संबंधित माना जाता है?

A. समूह 1, आवर्त 4-5 B. समूह 3, आवर्त 6-7 C. समूह 18, आवर्त 6-7 D. समूह 2, आवर्त 6-7

42. सल्फर ($Z = 16$) के संयोजी कोश में कितने इलेक्ट्रॉन होते हैं?

A. 2 B. 4 C. 6 D. 8

44. अधातुओं के ऑक्साइड की प्रकृति सामान्यतः कैसी होती है?

A. क्षारीय B. अम्लीय (Acidic) C. लवणीय D. इनमें से कोई नहीं

46. परमाणु संख्या 13 वाला तत्व (एलुमिनियम) किस समूह में स्थित है?

A. समूह 3 B. समूह 13 C. समूह 14 D. समूह 2

48. किस तत्व का स्थान आधुनिक आवर्त सारणी में आज भी विशेष/अनिश्चित चर्चा का विषय रहता है?

A. सोडियम (Na) B. हाइड्रोजन (H) C. कार्बन (C) D. ऑक्सीजन (O)

50. मेंडलीफ ने 'एका-बोरॉन' नाम किस तत्व के लिए दिया था?

A. गैलियम (Ga) B. जर्मेनियम (Ge) C. स्कैंडियम (Sc) D. टाइटेनियम (Ti)

27. समूह में ऊपर से नीचे जाने पर तत्वों के धात्विक गुण में क्या परिवर्तन होता है?

A. घटता है B. बढ़ता है C. समान रहता है D. पहले घटता फिर बढ़ता है

29. निम्नलिखित में से कौन-सा तत्व एक उपधातु (Metalloid) है?

A. सोडियम (Na) B. सिलिकॉन (Si) C. कार्बन (C) D. एलुमिनियम (Al)

31. Li, Na, K में से किस परमाणु का आकार सबसे बड़ा है?

A. Li B. Na C. K D. तीनों बराबर हैं

33. आवर्त सारणी के किस ओर धातुएँ (Metals) स्थित होती हैं?

A. दाईं ओर B. बाईं एवं मध्य ओर C. केवल सबसे नीचे D. केवल समूह 18 में

35. किस तत्व में दो कोश हैं और दोनों इलेक्ट्रॉनों से पूर्णतः भरे हैं?

A. हीलियम (He) B. नियॉन (Ne) C. आर्गन (Ar) D. कार्बन (C)

37. हाइड्रोजन परमाणु की परमाणु त्रिज्या कितनी होती है?

A. 37 pm B. 152 pm C. 186 pm D. 100 pm

39. निम्नलिखित में से कौन डोबेरेनर का एक सही त्रिक (Triad) है?

A. N, P, As B. Li, Na, K C. He, Ne, Ar D. C, N, O

41. एक तत्व का परमाणु क्रमांक 15 है। यह आधुनिक आवर्त सारणी के किस समूह में है?

A. समूह 5 B. समूह 15 C. समूह 3 D. समूह 13

43. धातुओं के ऑक्साइड की प्रकृति सामान्यतः कैसी होती है?

A. अम्लीय (Acidic) B. क्षारीय (Basic) C. उदासीन D. इनमें से कोई नहीं

45. तृतीय आवर्त (Period 3) में स्थित उपधातु कौन-सी है?

A. बोरॉन (B) B. सिलिकॉन (Si) C. जर्मेनियम (Ge) D. एलुमिनियम (Al)

47. समस्थानिकों (Isotopes) के कौन-से गुण समान होते हैं?

A. परमाणु द्रव्यमान B. न्यूट्रॉन संख्या C. रासायनिक गुण व परमाणु संख्या D. भौतिक गुण

49. तीसरे आवर्त के तत्वों में इलेक्ट्रॉन किन कोशों में भरे जाते हैं?

A. केवल K और L B. K, L और M C. K, L, M और N D. केवल M

उत्तरमाला (50 MCQs Verified Answer Key):

1. B | 2. C | 3. B | 4. B | 5. B | 6. C | 7. B | 8. B | 9. D | 10. B | 11. B | 12. A | 13. B | 14. B | 15. B | 16. C | 17. B | 18. B | 19. B | 20. C | 21. B | 22. B | 23. C | 24. B | 25. A | 26. B | 27. B | 28. C | 29. B | 30. A | 31. C | 32. A | 33. B | 34. B | 35. B | 36. B | 37. A | 38. C | 39. B | 40. B | 41. B | 42. C | 43. B | 44. B | 45. B | 46. B | 47. C | 48. B | 49. B | 50. C

16. अतिरिक्त अभ्यास प्रश्न सेट (50 Additional Practice Questions)

A. रिक्त स्थानों की पूर्ति करें (10 Fill in the Blanks)

- आधुनिक आवर्त नियम के अनुसार तत्वों के गुणधर्म उनकी के आवर्ती फलन होते हैं।
- आधुनिक आवर्त सारणी में कुल क्षैतिज कतारें (Periods) हैं।
- मेंडलीफ की आवर्त सारणी में तत्वों को बढ़ते हुए के क्रम में सजाया गया था।
- समूह 17 के तत्वों को परिवार कहा जाता है।
- आवर्त में बाएँ से दाएँ जाने पर परमाणु त्रिज्या है।
- समूह में ऊपर से नीचे जाने पर धात्विक गुण है।
- किसी कोश में इलेक्ट्रॉनों की अधिकतम संख्या का सूत्र है।
- द्वितीय आवर्त की एकमात्र उपधातु है।
- समूह 18 के तत्वों की संयोजकता होती है।
- मैग्नीशियम ($Z = 12$) का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास है।

B. सत्य या असत्य बताएँ (10 True / False)

- न्यूलैंड्स ने कल्पना की थी कि प्रकृति में केवल 56 तत्व हैं।
- आधुनिक आवर्त सारणी का निर्माण डी. आई. मेंडलीफ ने किया था।
- एक ही समूह के सभी तत्वों में संयोजक इलेक्ट्रॉनों की संख्या समान होती है (He को छोड़कर)।
- आवर्त में बाएँ से दाएँ जाने पर कोशों की संख्या बढ़ती है।
- क्लोरीन ($Z=17$) की संयोजकता 7 होती है।
- हीलियम (He) के बाहरी कोश में 2 इलेक्ट्रॉन होते हैं और यह समूह 18 में है।
- समस्थानिकों के परमाणु द्रव्यमान समान होते हैं।
- पोटेशियम ($Z=19$) चौथे आवर्त और प्रथम समूह का तत्व है।
- अधातुएँ आवर्त सारणी के बाईं ओर स्थित होती हैं।
- सिलिकॉन (Si) और जर्मेनियम (Ge) उपधातु हैं।

C. सही मिलान करें (10 Match the Following)

स्तंभ 'अ' (Column A)	स्तंभ 'ब' (Column B)
1. डोबेरेनर (Dobereiner)	(a) अष्टक नियम (Law of Octaves)
2. जॉन न्यूलैंड्स (Newlands)	(b) आधुनिक आवर्त नियम (1913)
3. डी. आई. मेंडलीफ	(c) त्रिक नियम (Law of Triads)
4. हेनरी मोसले (Moseley)	(d) गैलियम (Ga)
5. एका-एलुमिनियम	(e) परमाणु द्रव्यमान आधारित सारणी
6. एका-सिलिकॉन	(f) उत्कृष्ट / अक्रिय गैस
7. समूह 1 (Group 1)	(g) जर्मेनियम (Ge)
8. समूह 2 (Group 2)	(h) हैलोजन परिवार
9. समूह 17 (Group 17)	(i) क्षार धातुएँ (Alkali Metals)
10. समूह 18 (Group 18)	(j) क्षारीय मृदा धातुएँ

D. अभिकथन एवं कारण (10 Assertion-Reason)

निर्देश: (A) A और R दोनों सत्य हैं व R सही व्याख्या है; (B) दोनों सत्य हैं पर व्याख्या नहीं; (C) A सत्य, R असत्य; (D) A असत्य, R सत्य।

- A:** Na और K को एक ही समूह में रखा गया है। **R:** दोनों के बाहरी कोश में 1 संयोजी इलेक्ट्रॉन है।
- A:** आवर्त में बाएँ से दाएँ जाने पर परमाणु आकार घटता है। **R:** नाभिकीय आवेश बढ़ता है।
- A:** समस्थानिकों को आधुनिक सारणी में एक ही स्थान मिला। **R:** समस्थानिकों का परमाणु क्रमांक समान होता है।
- A:** फ्लोरीन की संयोजकता 7 है। **R:** इसके बाहरी कोश में 7 इलेक्ट्रॉन हैं।
- A:** आर्गन एक अक्रिय गैस है। **R:** इसका अष्टक (2, 8, 8) पूर्ण है।
- A:** समूह में नीचे जाने पर परमाणु आकार बढ़ता है। **R:** नए इलेक्ट्रॉन कोश जुड़ते हैं।
- A:** न्यूलैंड्स का अष्टक सभी 118 तत्वों पर लागू होता है। **R:** यह केवल Ca तक लागू था।
- A:** सिलिकॉन एक उपधातु है। **R:** यह धातु व अधातु दोनों के गुण दिखाता है।
- A:** कोबाल्ट ($Z=27$) निकेल ($Z=28$) से पहले आता है। **R:** आधुनिक सारणी Z पर आधारित है।
- A:** आवर्त 1 में केवल 2 तत्व हैं। **R:** प्रथम कोश (K) में अधिकतम 2 इलेक्ट्रॉन आ सकते हैं।

E. इलेक्ट्रॉनिक विन्यास आधारित 10 अभ्यास प्रश्न (Electronic Configuration Questions)

निम्नलिखित 10 परमाणु क्रमांकों वाले तत्वों का (i) नाम व संकेत, (ii) इलेक्ट्रॉनिक विन्यास, (iii) संयोजी इलेक्ट्रॉन, (iv) संयोजकता, (v) समूह एवं (vi) आवर्त लिखें: 1. $Z = 3$ | 2. $Z = 7$ | 3. $Z = 8$ | 4. $Z = 9$ | 5. $Z = 10$ | 6. $Z = 13$ | 7. $Z = 14$ | 8. $Z = 15$ | 9. $Z = 16$ | 10. $Z = 19$

- A. रिक्त स्थान के उत्तर:** 1. परमाणु संख्या (क्रमांक) | 2. 7 | 3. परमाणु द्रव्यमान | 4. हैलोजन | 5. घटती | 6. बढ़ता | 7. $2n^2$ | 8. बोरॉन (B) | 9. शून्य (0) | 10. 2, 8, 2
- B. सत्य / असत्य के उत्तर:** 1. सत्य | 2. असत्य (हेनरी मोसले के नियम पर) | 3. सत्य | 4. असत्य (कोश समान रहते हैं) | 5. असत्य (संयोजकता = 1, संयोजी इलेक्ट्रॉन = 7) | 6. सत्य | 7. असत्य (परमाणु संख्या समान होती है) | 8. सत्य | 9. असत्य (दाईं ओर होती है) | 10. सत्य
- C. सही मिलान के उत्तर:** 1 → (c) | 2 → (a) | 3 → (e) | 4 → (b) | 5 → (d) | 6 → (g) | 7 → (i) | 8 → (j) | 9 → (h) | 10 → (f)
- D. अभिकथन एवं कारण (A-R) के उत्तर:** 1. (A) | 2. (A) | 3. (A) | 4. (D — संयोजकता 1 है) | 5. (A) | 6. (A) | 7. (D) | 8. (A) | 9. (A) | 10. (A)
- E. इलेक्ट्रॉनिक विन्यास प्रश्नों के उत्तर [विन्यास | संयोजी e^- | संयोजकता | समूह | आवर्त]:**
 1. **Li(3):** 2,1 | e^- =1 | V=1 | G=1 | P=2 • 2. **N(7):** 2,5 | e^- =5 | V=3 | G=15 | P=2 • 3. **O(8):** 2,6 | e^- =6 | V=2 | G=16 | P=2 • 4. **F(9):** 2,7 | e^- =7 | V=1 | G=17 | P=2 • 5. **Ne(10):** 2,8 | e^- =8 | V=0 | G=18 | P=2 • 6. **Al(13):** 2,8,3 | e^- =3 | V=3 | G=13 | P=3 • 7. **Si(14):** 2,8,4 | e^- =4 | V=4 | G=14 | P=3 • 8. **P(15):** 2,8,5 | e^- =5 | V=3 | G=15 | P=3 • 9. **S(16):** 2,8,6 | e^- =6 | V=2 | G=16 | P=3 • 10. **K(19):** 2,8,8,1 | e^- =1 | V=1 | G=1 | P=4

18. सामान्य गलतियाँ और परीक्षा टिप्स

Common Mistakes & Exam Tips

गलती 1: समूह (Group) और आवर्त (Period) में भ्रम

सामान्य गलती: विद्यार्थी परीक्षा में "7 समूह और 18 आवर्त" लिख देते हैं या क्षैतिज-उदग्र में उलझ जाते हैं।

सही उत्तर व ट्रिक: "खंभे (Vertical Columns) = 18 समूह (Groups)" और "सोई हुई कतारें (Horizontal Rows) = 7 आवर्त (Periods)"।

गलती 2: मेंडलीफ बनाम आधुनिक नियम में आधार की गलती

सामान्य गलती: मेंडलीफ के नियम में "परमाणु संख्या" या आधुनिक नियम में "परमाणु द्रव्यमान" लिख देना।

सही उत्तर व ट्रिक: मेंडलीफ (1869) = परमाणु द्रव्यमान (Mass); मोसले का आधुनिक नियम (1913) = परमाणु क्रमांक (Number - Z)।

गलती 3: पोटेशियम (Z=19) और कैल्शियम (Z=20) का विन्यास

सामान्य गलती: K (19) का विन्यास '2, 8, 9' और Ca (20) का विन्यास '2, 8, 10' लिख देना।

सही उत्तर व ट्रिक: बाहरी कोश में 8 से अधिक इलेक्ट्रॉन नहीं रह सकते! अतः सही विन्यास **K(19) = 2, 8, 8, 1** और **Ca(20) = 2, 8, 8, 2** है।

गलती 4: संयोजक इलेक्ट्रॉन और संयोजकता को एक समझना

सामान्य गलती: क्लोरीन (2, 8, 7) की संयोजकता 7 और ऑक्सीजन (2, 6) की संयोजकता 6 लिख देना।

सही उत्तर व ट्रिक: यदि बाहरी इलेक्ट्रॉन 5, 6, 7 हों, तो **संयोजकता = 8 - संयोजी इलेक्ट्रॉन**। अतः Cl की संयोजकता = $8 - 7 = 1$ और O की = $8 - 6 = 2$ है।

गलती 5: समूह 13 से 17 में '10' जोड़ना भूल जाना

सामान्य गलती: एलुमिनियम (2, 8, 3) का समूह '3' और फॉस्फोरस (2, 8, 5) का समूह '5' लिख देना।

सही उत्तर व ट्रिक: संयोजी इलेक्ट्रॉन 3 या अधिक होने पर **समूह = 10 + संयोजी इलेक्ट्रॉन** होता है। अतः Al का समूह = 13 और P का समूह = 15 है।

गलती 6: धात्विक और अधात्विक Trends को उल्टा लिखना

सामान्य गलती: आवर्त में बाएँ से दाएँ जाने पर परमाणु आकार और धात्विक गुण "बढ़ता है" लिख देना।

सही उत्तर व ट्रिक: बाईं ओर धातु (Na, Mg) हैं और दाईं ओर अधातु (S, Cl)। अतः बाएँ से दाएँ जाने पर **आकार व धात्विक गुण घटता है** तथा **अधात्विक गुण बढ़ता है**।

1. प्रमुख वैज्ञानिक एवं उनके ऐतिहासिक योगदान

- डोबेरेनर (1817):** तत्वों के 'त्रिक नियम' (Law of Triads) का प्रतिपादन किया। मध्य तत्व का द्रव्यमान प्रथम व तृतीय तत्व का औसत होता है। उदाहरण: (Li, Na, K), (Ca, Sr, Ba), (Cl, Br, I)।
- जॉन न्यूलैंड्स (1866):** 'अष्टक नियम' (Law of Octaves) दिया। उस समय 56 तत्व ज्ञात थे (H से Th तक)। यह केवल कैल्शियम (Ca) तक सफल रहा।
- डी. आई. मेंडलीफ (1869):** परमाणु द्रव्यमान पर आधारित पहली सफल आवर्त सारणी बनाई (उस समय 63 तत्व ज्ञात थे)।
- हेनरी मोसले (1913):** परमाणु क्रमांक (Z) पर आधारित 'आधुनिक आवर्त नियम' दिया।

2. आधुनिक आवर्त सारणी के मुख्य तथ्य

- कुल ज्ञात तत्व: 118 तत्व** (94 प्राकृतिक + 24 संश्लेषित)।
- समूह (Groups):** कुल 18 उदग्र स्तंभ।
- आवर्त (Periods):** कुल 7 क्षैतिज कतारें।
- आवर्तों में तत्वों की संख्या:** आवर्त 1 = 2, आवर्त 2 = 8, आवर्त 3 = 8, आवर्त 4 = 18, आवर्त 5 = 18, आवर्त 6 = 32, आवर्त 7 = 32।
- लैंथेनाइड्स (Z=57-71):** आवर्त 6, समूह 3।
- ऐक्टिनाइड्स (Z=89-103):** आवर्त 7, समूह 3।
- उपधातुएँ (Metalloids):** B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po।

3. इलेक्ट्रॉनिक विन्यास, समूह एवं आवर्त के नियम

- कोश क्षमता सूत्र:** $2n^2 \rightarrow K = 2, L = 8, M = 18, N = 32$ ।
- बाहरी कोश की सीमा:** सबसे बाहरी कोश में अधिकतम 8 इलेक्ट्रॉन रह सकते हैं (अष्टक नियम)।
- आवर्त संख्या (Period):** भरे हुए इलेक्ट्रॉन कोशों की संख्या।
- समूह संख्या (Group):** संयोजी $e^- = 1$ या 2 हो तो समूह = 1 या 2; संयोजी $e^- = 3$ से 8 हो तो समूह = 10 + संयोजी इलेक्ट्रॉन।
- संयोजकता (Valency):** संयोजी $e^- = 1, 2, 3, 4$ पर संयोजकता = 1, 2, 3, 4; तथा 5, 6, 7, 8 पर संयोजकता = 8 - संयोजी e^- (3, 2, 1, 0)।

4. मेंडलीफ की उपलब्धियाँ एवं सीमाएँ (सारांश)

- उपलब्धियाँ:** (1) अज्ञात तत्वों के लिए खाली स्थान छोड़ा, (2) एका-बोरॉन (Sc), एका-एलुमिनियम (Ga) और एका-सिलिकॉन (Ge) के गुणों की भविष्यवाणी की, (3) अक्रिय गैसों का शून्य समूह में सहज समायोजन हुआ।
- सीमाएँ (दोष):** (1) हाइड्रोजन (H) का स्थान अनिश्चित रहा, (2) समस्थानिकों (Isotopes) को कोई स्थान नहीं मिला, (3) कोबाल्ट (58.9) को निकेल (58.7) से पहले रखने का कारण स्पष्ट नहीं हुआ।

5. प्रमुख समूहों (Important Families) का त्वरित संदर्भ चार्ट

समूह संख्या	समूह का विशेष नाम	प्रमुख तत्व (Examples)	संयोजी इलेक्ट्रॉन	सामान्य संयोजकता	प्रकृति एवं विशेषता
समूह 1	क्षार धातु (Alkali Metals)	Li (3), Na (11), K (19), Rb, Cs	1	1	अत्यंत क्रियाशील मुलायम धातुएँ (M^+ धनायन)
समूह 2	क्षारीय मृदा धातु (Alkaline Earth)	Be (4), Mg (12), Ca (20), Sr, Ba	2	2	क्रियाशील धातुएँ (M^{2+} धनायन बनाती हैं)
समूह 13	बोरॉन परिवार (Boron Family)	B (5), Al (13), Ga (31)	3	3	B उपधातु है; Al उभयधर्मी ऑक्साइड (Al_2O_3) बनाता है
समूह 14	कार्बन परिवार (Carbon Family)	C (6), Si (14), Ge (32), Sn, Pb	4	4	C अधातु, Si व Ge उपधातु, Sn व Pb धातु हैं
समूह 17	हैलोजन (Halogens - लवण उत्पादक)	F (9), Cl (17), Br (35), I (53)	7	1 (8-7)	अत्यंत क्रियाशील अधातुएँ (X^- ऋणायन बनाती हैं)
समूह 18	उत्कृष्ट / अक्रिय गैसों (Noble Gases)	He (2), Ne (10), Ar (18), Kr, Xe	8 (He में 2)	0 (शून्य)	पूर्ण अष्टक के कारण रासायनिक रूप से अक्रिय एकपरमाणुक गैसों

अंतिम रिवीजन शीट: तत्वों का आवर्त वर्गीकरण (At a Glance)

1. मुख्य वैज्ञानिक नियम

LAWS

- **मेंडलीफ का नियम (1869):** गुणधर्म = परमाणु द्रव्यमान के आवर्ती फलन।
- **आधुनिक आवर्त नियम (मोसले, 1913):** गुणधर्म = परमाणु क्रमांक (Z) के आवर्ती फलन।
- **परमाणु क्रमांक (Z):** प्रोटॉनों की संख्या = उदासीन परमाणु में इलेक्ट्रॉनों की संख्या।

2. आधुनिक आवर्त सारणी के आँकड़े

FACTS

- कुल तत्व = 118 | समूह (Vertical) = 18 | आवर्त (Horizontal) = 7।
- एका-बोरॉन = Sc | एका-एलुमिनियम = Ga | एका-सिलिकॉन = Ge।
- सबसे छोटा आवर्त: आवर्त 1 (2 तत्व: H, He)। सबसे बड़े आवर्त: 6 व 7 (32-32 तत्व)।

अवधारणा / सूत्र (Concept)	पहचानने का त्वरित नियम (Quick Rule for Class 10 Representative Elements)	उदाहरण (Examples)
1. कोश क्षमता (Shell Capacity)	सूत्र = $2n^2 \Rightarrow K(1) = 2, L(2) = 8, M(3) = 18, N(4) = 32$ (बाहरी कोश में अधिकतम $8e^-$)	Na (11) = 2, 8, 1; Ca (20) = 2, 8, 8, 2
2. आवर्त की पहचान (Period)	आवर्त संख्या = भरे हुए इलेक्ट्रॉन कोशों (Occupied Shells) की संख्या	C (2, 4) $\rightarrow$ 2 कोश $\Rightarrow$ आवर्त 2; Cl (2, 8, 7) $\rightarrow$ 3 कोश $\Rightarrow$ आवर्त 3
3. समूह की पहचान (Group)	• संयोजी $e^- = 1$ या 2 हो $\Rightarrow$ समूह = 1 या 2 (अपवाद: He $\rightarrow$ समूह 18) • संयोजी $e^- = 3, 4, 5, 6, 7, 8$ हो $\Rightarrow$ समूह = 10 + संयोजी इलेक्ट्रॉन	Mg (2,8,2) $\Rightarrow$ समूह 2 Al (2,8,3) $\Rightarrow 10+3 =$ समूह 13; S (2,8,6) $\Rightarrow$ समूह 16
4. संयोजकता (Valency)	• संयोजी $e^- = 1, 2, 3, 4$ हो $\Rightarrow$ संयोजकता = संयोजी इलेक्ट्रॉन (1, 2, 3, 4) • संयोजी $e^- = 5, 6, 7, 8$ हो $\Rightarrow$ संयोजकता = 8 - संयोजी इलेक्ट्रॉन (3, 2, 1, 0)	Na (2,8,1) $\Rightarrow V = 1$; N (2,5) $\Rightarrow V = 8-5 = 3$; Ar (2,8,8) $\Rightarrow V = 0$

आवर्ती गुणधर्म (Periodic Property)	आवर्त में बाएँ से दाएँ (Across a Period: Left $\rightarrow$ Right)	समूह में ऊपर से नीचे (Down a Group: Top $\downarrow$ Bottom)
1. परमाणु आकार / त्रिज्या (Atomic Size)	घटता है $\downarrow$ (नाभिकीय आवेश बढ़ने से आकर्षण बढ़ता है)	बढ़ता है $\uparrow$ (नए इलेक्ट्रॉन कोश जुड़ते जाते हैं)
2. धात्विक गुण / विद्युत धनात्मकता	घटता है $\downarrow$ (इलेक्ट्रॉन त्यागने की प्रवृत्ति घटती है)	बढ़ता है $\uparrow$ (इलेक्ट्रॉन त्यागना आसान हो जाता है)
3. अधात्विक गुण / विद्युत ऋणात्मकता	बढ़ता है $\uparrow$ (इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने की प्रवृत्ति बढ़ती है)	घटता है $\downarrow$ (इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने की प्रवृत्ति घटती है)
4. संयोजी इलेक्ट्रॉन एवं संयोजकता	संयोजी e^- 1 से 8 बढ़ते हैं; संयोजकता 1 $\rightarrow$ 4 बढ़ती, फिर 4 $\rightarrow$ 0 घटती है	संयोजी इलेक्ट्रॉन और संयोजकता दोनों समान रहते हैं (=)
5. ऑक्साइड की प्रकृति (Nature of Oxides)	क्षारीय से अम्लीय की ओर बदलती है (Na_2O क्षारीय, Al_2O_3 उभयधर्मी, Cl_2O_7 अम्लीय)	धातु समूह में क्षारीय प्रकृति बढ़ती है

परीक्षा हेतु 10 अनिवार्य एक-पंक्ति परिभाषाएँ (Must-Memorize One-Line Definitions)

1. **तत्व:** एक ही प्रकार के परमाणुओं से बना शुद्ध पदार्थ।
2. **त्रिक नियम:** मध्य तत्व का द्रव्यमान प्रथम व तृतीय के द्रव्यमान का औसत।
3. **अष्टक नियम:** बढ़ते द्रव्यमान में प्रत्येक 8वें तत्व का गुण प्रथम के समान।
4. **आधुनिक आवर्त नियम:** गुणधर्म परमाणु क्रमांक के आवर्ती फलन होते हैं।
5. **समूह एवं आवर्त:** 18 उदग्र स्तंभ = समूह; 7 क्षैतिज कतारें = आवर्त।
6. **संयोजी इलेक्ट्रॉन:** परमाणु के सबसे बाहरी कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉन।
7. **संयोजकता:** अष्टक पूर्ण करने हेतु त्याग/ग्रहण किए गए इलेक्ट्रॉनों की संख्या।
8. **परमाणु आकार:** नाभिक के केंद्र से सबसे बाहरी कोश की दूरी (pm में)।
9. **आवर्तता:** निश्चित अंतराल के बाद समान गुणों की पुनरावृत्ति होना।
10. **उपधातु:** धातु व अधातु दोनों के गुण रखने वाले तत्व (B, Si, Ge, As)।