Atomic Structure and Periodic Patterns

परमाणु संरचना और आवर्त प्रवृत्तियाँ

English text · हिन्दी पाठ follows in the second part

What stays the same when an atom becomes an ion?

A magnesium ion may have as many electrons as a neon atom. That does not make it neon. To decide identity, isotope and charge, we must count the right particles separately.

You will use proton, neutron and electron counts; distinguish mass number from actual and average atomic mass; interpret simple shell arrangements; and make bounded periodic comparisons. Recall lesson 2's symbols, ions, supplied charges and neutral formulae. No quantum calculation or memorisation of discovery dates is required.

1. Models change when evidence requires it

Dalton's atomic idea helped explain why ordinary chemical reactions preserve elements while rearranging their atoms. Later evidence showed that atoms have smaller constituents; 'atom' is not a claim of absolute indivisibility.

Thomson's discovery of the electron showed a negatively charged constituent. His early model spread positive charge through the atom. In the scattering work associated with Rutherford, most alpha particles passed through thin foil with little deflection, while a few were strongly deflected. This supported a very small, concentrated positive region containing most of the mass: the **nucleus**. The observations did not directly establish the later-discovered neutron.

The Bohr model introduced allowed electron-energy levels or **shells**, useful for introductory organisation. Its drawn circles are not solid walls. They are not a modern claim that electrons follow visible planetary tracks. Models explain selected observations within limits; changing the model does not mean ignoring evidence.

2. Keep three particle counts separate

Protons carry relative charge +1, neutrons 0 and electrons −1. The nucleus contains protons and usually neutrons. **Hydrogen-1 has one proton and no neutron.** Other hydrogen isotopes can have neutrons, so 'hydrogen has no neutrons' is too broad.

Protons and neutrons each have mass approximately 1 u. An electron is much lighter, but its mass is not zero. Most atomic mass is concentrated in the nucleus. In the school model, electrons occupy regions outside the nucleus.

Figure CF3-V01. Identity, nucleon count and charge

Count/quantity	Rule	What it tells you
Protons, p	Z = p	Element identity
Protons plus neutrons	A = p + N	Mass number, an integer count
Neutrons, N	N = A − Z	Neutrons in a specified isotope
Electrons, e	e = Z only for a neutral atom	Negative-charge count
Net charge number	p − e	Positive, zero or negative charge

A is a count of nucleons and has no u unit. An actual isotope's measured mass is a mass in u; it need not equal exactly A u. The distinction does not require a mass-defect calculation.

Worked case CF03-A: same nucleus, new charge

A species has 13 protons, 14 neutrons and 10 electrons.

- Z =13, so its element is aluminium.
- A =13+14 =27.
- Charge number =13−10 =+3, so the species is Al^{3+} of isotope aluminium-27.
- Its neutral counterpart would have 13 electrons. Removing three electrons changes charge, not Z or A.

The isotope-and-charge notation is $^{27}_{13}\mathbf{Al}^{3+}$: upper-left 27 is A, lower-left 13 is Z, and upper-right 3+ is charge. These three numbers have different jobs. A does not become 24 when three electrons leave. The actual mass changes slightly when electrons are removed, but A still counts the same nucleons.

Pause: Would ten electrons alone identify this as neon? No. Neon has Z=10, whereas this nucleus retains 13 protons. Element identity comes from the nucleus's proton count.

3. Compare isotopes and isobars by Z and A

Isotopes have the same Z but different neutron counts and therefore different A. They are atoms of the same element. **Isobars** have the same A but different Z; they belong to different elements. Neither relation is defined by the number of electrons.

Worked case CF03-B: two comparisons in one small panel

Figure CF3-V02. Which count matches?

Species	Z	A	Neutrons A−Z
$^{16}_{8}O$	8	16	8
$^{18}_{8}O$	8	18	10
$^{18}_{9}F$	9	18	9

Oxygen-16 and oxygen-18 have equal Z and different A: **isotopes**. Oxygen-18 and fluorine-18 have equal A and different Z: **isobars**. Equal mass number does not make their elements identical. The notation comparison is not a statement about stability or an instruction to handle these substances.

4. Average atomic mass: a core interpretation

A table's **average atomic mass** combines contributions from isotopes in the stated sample or natural composition. A more abundant isotope contributes more to the average. This is an abundance-weighted average, not the mass number of one atom.

Suppose a table gives an element Z=10 and an average atomic mass 20.2 u. We can say each nucleus of that element has 10 protons. We cannot calculate a particular atom's neutrons as $20.2-10=10.2$: a nucleus does not contain a fractional number of neutrons. A particular isotope's integer A is still needed. Rounding the average does not prove which isotope any given atom is.

Keep three entries separate:

- **Mass number A:** integer proton-plus-neutron count for a specified isotope
- **Actual isotope mass:** measured mass of that isotope in u, not necessarily an exact whole number
- **Average atomic mass:** a weighted mean across the stated isotope population

A noninteger average is therefore not a contradiction. Also, do not turn the distinction into the false claim that an individual isotope's measured mass must be an integer. You must understand these meanings for the review; weighted-average arithmetic itself is optional.

Optional arithmetic illustration, not compulsory practice

For an explicitly simplified model sample, take isotope masses 10 u and 11 u with fractions 25% and 75%. The weighted mean is $0.25\times10 + 0.75\times11 = 10.75$ u. The more common isotope gets the greater weight. This is a model with supplied rounded masses, not a claim about a natural element's exact isotope abundances. No calculation of this kind is required in the compulsory review.

5. Shell arrangements explain introductory valency

For a neutral atom, first get electron count from Z. In the introductory first-18-element model, write its distribution among K, L and M shells. The electrons in the outermost occupied shell are **valence electrons**.

Figure CF3-V03. First 18 neutral atoms in the school shell model

Z	Symbol	Electrons in K,L,M	Outer-electron count
1	H	1	1
2	He	2	2
3	Li	2,1	1
4	Be	2,2	2
5	B	2,3	3
6	C	2,4	4
7	N	2,5	5
8	O	2,6	6
9	F	2,7	7
10	Ne	2,8	8
11	Na	2,8,1	1
12	Mg	2,8,2	2
13	Al	2,8,3	3
14	Si	2,8,4	4
15	P	2,8,5	5
16	S	2,8,6	6
17	Cl	2,8,7	7
18	Ar	2,8,8	8

The first shell is full with two electrons. In these elementary examples, a filled outer shell corresponds to low reactivity; helium's filled first shell contains 2, not 8. A simple combining-capacity pattern is 1,2,3,4,3,2,1,0 across Li to Ne and the analogous main-group row. For example, oxygen has 6 outer electrons but a simple valency 2. Valency is not automatically outer-electron count, and some elements have different valencies in different compounds.

The shell-capacity expression $2n^2$ means 2×n×n, where n is the shell number: K has n=1, L has n=2 and M has n=3. This n is not the neutron count N in the earlier ledger. It gives K capacity 2, L capacity 8 and M capacity 18. **Capacity is not an all-purpose filling order.** The first 18 arrangements above put at most 8 electrons in M, but that does not make M's universal capacity 8. More detailed energy ordering is needed beyond this range. Questions here do not require constructing later transition-element configurations or assuming every atom follows an unrestricted octet rule.

Worked case CF03-C: return to a neutral formula

Neutral Mg has Z=12 and distribution 2,8,2. In the introductory ionic model it loses two electrons, forming Mg^{2+} with ten electrons. Neutral F has Z=9 and distribution 2,7; gaining one electron forms F^{-} with ten electrons.

One Mg^{2+} requires two F^{-} ions: +2 +2×(−1)=0, so the neutral formula is **MgF_2**. The ions may share an electron count with neon, but magnesium retains 12 protons and fluorine retains 9. They have not become neon atoms. This explains one of the charge patterns that the previous lesson supplied without derivation.

6. The periodic table organises recurring patterns

The modern table is ordered by increasing **atomic number**, not by mass number. It has 18 groups, the vertical columns, and 7 periods, the horizontal rows. The compact panel below shows only groups 1, 2 and 13–18 in the first three periods; the omitted middle columns are not an alternative eight-group numbering system.

Figure CF3-V04. Selected modern-table positions, first three periods

Period / group	1	2	13	14	15	16	17	18
1	H	—	—	—	—	—	—	He
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

In these main-group examples, similar outer-electron patterns help explain family similarities. A period corresponds to the number of occupied shells in these neutral-atom examples. Helium is a special filled-shell case: it belongs with the noble gases although its outer count is 2. Hydrogen is conventionally shown in group 1 here, but it is not simply an alkali metal like lithium or sodium.

Worked case CF03-D: explain a bounded trend

Down a group: Li is 2,1 and Na is 2,8,1. Both have one outer electron and commonly form +1 ions. Na has an extra occupied shell; greater outer-electron distance and shielding help explain why its neutral atom is generally larger in this comparison. Na has more protons, not fewer. Do not claim that nuclear charge or effective nuclear charge universally decreases down a group.

Across period 3: Mg and Si both have electrons in three shells. For comparable atomic-radius definitions, the general size trend from Mg towards Si is downward as increasing proton number strengthens attraction while electrons are added within the same principal outer shell. Thus Mg is generally larger than Si in this stated comparison. Do not treat this as a rule for every radius definition or every element.

Metallic character generally decreases across these main-group periods and increases down ordinary metallic groups. Here Mg is a metal and Si is commonly classified as a metalloid. These are broad patterns, not proof that every property, reaction rate or type of reactivity changes in one direction across the entire table. Avoid comparisons with noble-gas radii or transition-element exceptions unless the needed convention and evidence are supplied.

Check your reasoning

Try the five questions before reading the explanations. This is free, untimed learning practice with no negative marking. Average-mass **meaning** is core; the optional weighted-average calculation is not tested here or in the compulsory module review.

1. An atomic species has 8 protons, 9 neutrons and 10 electrons. Which set correctly gives atomic number Z, mass number A and net charge?

   A. Z = 8, A = 17, charge = +2
   B. Z = 8, A = 27, charge = −2
   C. Z = 10, A = 19, charge = 0
   D. Z = 8, A = 17, charge = −2

2. Compare species 1 = $^{14}_{6}C$, species 2 = $^{14}_{7}N$ and species 3 = $^{15}_{7}N$. Here the upper-left number is mass number and the lower-left number is atomic number. Which relation is correct?

   A. Species 1 and 2 are isotopes; Species 2 and 3 are isobars
   B. Species 1 and 2 are isobars; Species 2 and 3 are isotopes
   C. All three are isotopes of one element
   D. Species 1 and 3 are isobars because both are neutral atoms

3. A reference table gives boron Z = 5 and a rounded average atomic mass of 10.8 u. No particular isotope is specified. What can you conclude?

   A. Every boron nucleus has 5 protons; its exact neutron count is not fixed by this average alone
   B. Every boron atom has 5.8 neutrons
   C. The mass number of every boron atom is 10.8
   D. Rounding 10.8 to 11 proves that every boron atom has 6 neutrons

4. For a neutral sulfur atom, Z = 16. Use the introductory first-18-element shell model and the simple valency obtained by completing an octet. Which pair is correct?

   A. 2 valence electrons; valency 6
   B. 6 valence electrons; valency 6
   C. 6 valence electrons; valency 2
   D. 8 valence electrons; valency 0

5. Neutral fluorine has distribution 2,7 and neutral chlorine has 2,8,7. For this comparable main-group pair, which explanation is sound?

   A. They are in the same period because both have seven outer electrons
   B. They share a main-group family; chlorine has an additional occupied shell and is generally the larger atom
   C. Chlorine must have fewer protons because it is lower in the group
   D. Fluorine must be larger because it has fewer occupied shells

Answers and option diagnoses

1. **D. Z = 8, A = 17, charge = −2**

D is correct. Z counts protons:8. A counts protons plus neutrons:8+9=17. Charge in units of elementary charge is8−10=−2. A reverses the charge sign. B adds electrons to the mass number. C uses electron count as atomic number even though the species is charged. The species is an oxygen ion; ten electrons do not make it a neon atom because its nucleus still has eight protons.

2. **B. Species 1 and 2 are isobars; Species 2 and 3 are isotopes**

B is correct. Species 1 and 2 share A=14 but have different Z values 6 and 7, so they are isobars. Species 2 and 3 share Z=7 but have different A values 14 and 15, so they are isotopes. A reverses the definitions. C overlooks carbon versus nitrogen proton counts. D ignores that Species 1 and 3 have different mass numbers; electrical neutrality does not define isobars.

3. **A. Every boron nucleus has 5 protons; its exact neutron count is not fixed by this average alone**

A is correct. Z identifies the proton count. The average reflects contributions of different isotopes and does not supply one isotope's A. To find a neutron count use a specified integer A and N = A − Z. B invents a fractional particle count. C confuses average mass in u with a dimensionless nucleon count. D turns numerical rounding into evidence about every nucleus. This does not imply that the measured mass of one isotope must be an exact integer in u; actual isotope mass is a different quantity too.

4. **C. 6 valence electrons; valency 2**

C is correct. Sixteen electrons have the introductory distribution 2,8,6. The outer shell therefore has six electrons, and two more complete its octet in this model. A swaps the outer-electron count with the simple valency. B assumes those quantities must be equal. D describes a filled eight-electron outer shell that this neutral atom does not have. Sulfur can show other combining behaviour in other compounds; this question explicitly uses the stated elementary model.

5. **B. They share a main-group family; chlorine has an additional occupied shell and is generally the larger atom**

B connects the similar outer-electron pattern with the group and the extra occupied shell with the broad size comparison. A confuses group with period: fluorine occupies two shells and chlorine three. C is contradicted by the neutral electron totals 9 and 17, which equal their proton counts; nuclear charge has not decreased. D reverses the stated shell-size reasoning. This is a bounded comparison, not a rule that every property changes in one direction for all elements.

Sources and scope

NCERT Exploration, Grade 9, Chapter 8, first edition April 2026, §§8.2–8.9, printed pp.141–157, supports the atomic model, counting, shell and mass distinctions. Chapter 9, §9.4, pp.169–174, connects the model with ions and simple bonding. CBSE Class X Reading Material 2026–27, Unit 1, §§1.3–1.3.2, PDF pp.6–9, supplies the secondary-level periodic-table context. The stated bounds and explanations here avoid overgeneralising source shortcuts.

RRB CEN 09/2025, §14.1, printed p.28, specifies Class 10 CBSE-level science, not these individual lesson titles. CBSE's formative-only treatment of periodic classification in 2026–27 does not establish an RRB exclusion or guarantee. Original explanations, cases and questions are learning choices, not official topic weightage or previous-year questions.

Analogy and its limits

Think of a record with separate entries: proton count identifies the element; neutron count distinguishes its isotopes; electron count determines the charge together with protons. Changing an electron entry does not rewrite the element identity. The analogy is only bookkeeping: nuclei are physical systems, not records that can be casually edited. A periodic-table address grid also helps distinguish rows from columns, but atomic structure and observed properties determine the meaningful arrangement.

Quick reference

- Z = protons; A = protons + neutrons; neutrons = A − Z
- Neutral atom only: electrons = Z; net charge number = protons − electrons
- Hydrogen-1: one proton, no neutron
- Changing electron count changes charge, not element or A
- Isotopes: same Z, different A; isobars: same A, different Z
- A is an integer nucleon count, not actual isotope mass or average atomic mass
- Average atomic mass weights isotopes by abundance; it does not assign fractional neutrons
- Actual isotope masses need not be exact integer u values
- First 18 shell distributions are bounded introductory models
- $2n^2 = 2 \times n \times n$, with shell number n (K=1, L=2, M=3), not neutron count N; capacity is not filling order; M capacity is 18
- Valence-electron count and valency are distinct; helium has a full first shell with 2
- Modern order: atomic number; groups vertical, periods horizontal
- H is not simply an alkali metal; He has a full two-electron first shell, an exception to the outer-octet pattern
- Restrict size/metallic trends to comparable main-group examples
- Weighted-average arithmetic is optional; understanding the average is core

परमाणु संरचना और आवर्त प्रवृत्तियाँ

Atomic Structure and Periodic Patterns

हिन्दी पाठ · English text पहले दिया गया है

परमाणु से आयन बनने पर क्या वही रहता है?

मैग्नीशियम आयन में नियॉन परमाणु जितने इलेक्ट्रॉन हो सकते हैं। इससे वह नियॉन नहीं बन जाता। तत्व की पहचान, समस्थानिक और आवेश तय करने के लिए सही कणों को अलग-अलग गिनना होगा।

आप प्रोटॉन, न्यूट्रॉन और इलेक्ट्रॉन गिनेंगे; द्रव्यमान संख्या को वास्तविक तथा औसत परमाणु द्रव्यमान से अलग करेंगे; सरल इलेक्ट्रॉनिक विन्यास समझेंगे और सीमित आवर्त तुलनाएँ करेंगे। पिछले पाठ के प्रतीक, आयन, दिए आवेश और उदासीन सूत्र याद करें। क्वांटम गणना या खोजों की तिथियाँ रटना जरूरी नहीं है।

1. साक्ष्य बदलने की माँग करे, तो मॉडल बदलता है

डाल्टन के परमाणु-विचार ने यह समझने में मदद की कि सामान्य रासायनिक अभिक्रियाओं में तत्वों की पहचान रहती है और परमाणु पुनर्व्यवस्थित होते हैं। बाद के साक्ष्य से परमाणु के छोटे घटक पता चले; 'परमाणु' का अर्थ पूर्ण अविभाज्यता का दावा नहीं है।

थॉमसन की इलेक्ट्रॉन-खोज से ऋण आवेश वाला घटक मिला। उनके शुरुआती मॉडल में धन आवेश पूरे परमाणु में फैला था। रदरफोर्ड से जुड़े प्रकीर्णन-अध्ययन में अधिकतर अल्फा कण पतली पन्नी से बहुत कम विचलित होकर निकले, जबकि कुछ बहुत अधिक मुड़े। इससे बहुत छोटे, केंद्रित धन क्षेत्र का समर्थन मिला, जिसमें अधिकांश द्रव्यमान है: **नाभिक**। इन प्रेक्षणों ने बाद में खोजे गए न्यूट्रॉन को सीधे स्थापित नहीं किया था।

बोर मॉडल ने अनुमत इलेक्ट्रॉन-ऊर्जा स्तर या **कोश** दिए, जो शुरुआती व्यवस्था समझने में उपयोगी हैं। चित्र में बने वृत्त ठोस दीवारें नहीं हैं। वे यह आधुनिक दावा नहीं करते कि इलेक्ट्रॉन ग्रहों जैसी दिखाई देने वाली पटरियों पर चलते हैं। मॉडल सीमाओं के भीतर चुने प्रेक्षण समझाते हैं; मॉडल बदलने का अर्थ साक्ष्य की उपेक्षा नहीं है।

2. तीन कण-संख्याएँ अलग रखें

प्रोटॉन का आपेक्षिक आवेश +1, न्यूट्रॉन का 0 और इलेक्ट्रॉन का −1 है। नाभिक में प्रोटॉन और सामान्यतः न्यूट्रॉन होते हैं। **हाइड्रोजन-1 में एक प्रोटॉन और कोई न्यूट्रॉन नहीं है।** हाइड्रोजन के दूसरे समस्थानिकों में न्यूट्रॉन हो सकते हैं; इसलिए 'हाइड्रोजन में न्यूट्रॉन नहीं होता' बहुत व्यापक कथन है।

प्रोटॉन और न्यूट्रॉन का द्रव्यमान लगभग 1 u प्रत्येक है। इलेक्ट्रॉन बहुत हल्का है, पर उसका द्रव्यमान शून्य नहीं। परमाणु का अधिकांश द्रव्यमान नाभिक में केंद्रित है। स्कूल-मॉडल में इलेक्ट्रॉन नाभिक के बाहर के क्षेत्रों में होते हैं।

चित्र CF3-V01. पहचान, न्यूक्लिऑन-संख्या और आवेश

गिनती/राशि	नियम	क्या पता चलता है?
प्रोटॉन, p	Z = p	तत्व की पहचान
प्रोटॉन और न्यूट्रॉन	A = p + N	द्रव्यमान संख्या, पूर्णांक गिनती
न्यूट्रॉन, N	N = A − Z	निश्चित समस्थानिक के न्यूट्रॉन
इलेक्ट्रॉन, e	केवल उदासीन परमाणु में e = Z	ऋण आवेश की गिनती
कुल आवेश संख्या	p − e	धन, शून्य या ऋण आवेश

A न्यूक्लिऑनों की गिनती है; इसकी u इकाई नहीं है। किसी वास्तविक समस्थानिक का मापा द्रव्यमान u में द्रव्यमान है और जरूरी नहीं कि ठीक A u हो। यह अंतर समझने के लिए द्रव्यमान-क्षति की गणना जरूरी नहीं।

हल सहित उदाहरण CF03-A: वही नाभिक, नया आवेश

एक कण में 13 प्रोटॉन, 14 न्यूट्रॉन और 10 इलेक्ट्रॉन हैं।

- Z =13, इसलिए तत्व ऐलुमिनियम है।
- A =13+14 =27।
- आवेश संख्या =13−10 =+3, इसलिए यह ऐलुमिनियम-27 समस्थानिक का Al^{3+} आयन है।
- इसके उदासीन परमाणु में 13 इलेक्ट्रॉन होते। तीन इलेक्ट्रॉन हटने से आवेश बदलता है, Z या A नहीं।

समस्थानिक और आवेश का संकेत $^{27}_{13}\mathbf{Al}^{3+}$ है: ऊपर-बाएँ 27, A है; नीचे-बाएँ 13, Z है; ऊपर-दाएँ 3+ आवेश है। तीनों संख्याओं के अलग काम हैं। तीन इलेक्ट्रॉन निकलने पर A, 24 नहीं हो जाता। इलेक्ट्रॉन निकलने से वास्तविक द्रव्यमान थोड़ा बदलता है, पर A अब भी वही न्यूक्लिऑन गिनता है।

रुककर सोचें: क्या केवल दस इलेक्ट्रॉन होने से इसे नियॉन कहेंगे? नहीं। नियॉन का Z=10 है, जबकि इस नाभिक में 13 प्रोटॉन बने हुए हैं। तत्व की पहचान नाभिक की प्रोटॉन-संख्या से है।

3. Z और A से समस्थानिक और समभारिक की तुलना

समस्थानिकों का Z समान, लेकिन न्यूट्रॉन-संख्या और इसलिए A अलग होता है। वे एक ही तत्व के परमाणु हैं। **समभारिकों** का A समान, लेकिन Z अलग होता है; वे अलग तत्वों के होते हैं। किसी संबंध की परिभाषा इलेक्ट्रॉन-संख्या से नहीं है।

हल सहित उदाहरण CF03-B: एक छोटे पैनल में दो तुलनाएँ

चित्र CF3-V02. कौन-सी संख्या मिलती है?

कण	Z	A	न्यूट्रॉन A–Z
$^{16}_{8}O$	8	16	8
$^{18}_{8}O$	8	18	10
$^{18}_{9}F$	9	18	9

ऑक्सीजन-16 और ऑक्सीजन-18 में Z समान और A अलग है: **समस्थानिक**। ऑक्सीजन-18 और फ्लोरीन-18 में A समान और Z अलग है: **समभारिक**। द्रव्यमान संख्या समान होने से तत्व एक नहीं हो जाते। यह संकेतों की तुलना है, स्थायित्व का दावा या इन पदार्थों को संभालने का निर्देश नहीं।

4. औसत परमाणु द्रव्यमान: जरूरी अर्थ

सारणी का **औसत परमाणु द्रव्यमान** दिए नमूने या प्राकृतिक संघटन के समस्थानिकों के योगदान जोड़ता है। अधिक प्रचुर समस्थानिक औसत में अधिक योगदान देता है। यह प्रचुरता के अनुसार भारित औसत है, किसी एक परमाणु की द्रव्यमान संख्या नहीं।

मानें किसी सारणी में तत्व का Z=10 और औसत परमाणु द्रव्यमान 20.2 u है। हम कह सकते हैं कि उसके हर नाभिक में 10 प्रोटॉन हैं। किसी विशेष परमाणु के न्यूट्रॉन 20.2−10=10.2 नहीं निकाल सकते: नाभिक में न्यूट्रॉनों की संख्या भिन्न में नहीं होती। विशेष समस्थानिक का पूर्णांक A अभी चाहिए। औसत को पूर्णांक में बदलना यह प्रमाण नहीं है कि कोई दिया परमाणु कौन-सा समस्थानिक है।

तीन प्रविष्टियाँ अलग रखें:

- **द्रव्यमान संख्या A:** निश्चित समस्थानिक के प्रोटॉन और न्यूट्रॉन की पूर्णांक गिनती
- **वास्तविक समस्थानिक द्रव्यमान:** उस समस्थानिक का u में मापा द्रव्यमान, जो जरूरी नहीं ठीक पूर्णांक हो
- **औसत परमाणु द्रव्यमान:** दिए समस्थानिक-समूह का भारित औसत

इसलिए गैर-पूर्णांक औसत कोई विरोधाभास नहीं है। इस अंतर को इस गलत दावे में भी न बदलें कि एक समस्थानिक का मापा द्रव्यमान पूर्णांक ही होगा। पुनरावलोकन के लिए ये अर्थ समझना जरूरी है; भारित औसत की गणना वैकल्पिक है।

वैकल्पिक गणना-उदाहरण, अनिवार्य अभ्यास नहीं

एक स्पष्ट सरल मॉडल-नमूने में समस्थानिक द्रव्यमान 10 u और 11 u तथा अनुपात 25% और 75% लें। भारित औसत 0.25×10 +0.75×11 = 10.75 u है। अधिक प्रचुर समस्थानिक को अधिक भार मिला। ये दिए गोलित द्रव्यमान वाला मॉडल है; किसी प्राकृतिक तत्व की ठीक समस्थानिक प्रचुरता का दावा नहीं। अनिवार्य पुनरावलोकन में ऐसी गणना नहीं चाहिए।

5. कोश-विन्यास शुरुआती संयोजकता समझाता है

उदासीन परमाणु में पहले Z से इलेक्ट्रॉन-संख्या लें। पहले 18 तत्वों के शुरुआती मॉडल में K, L और M कोशों में उनका वितरण लिखें। सबसे बाहरी इलेक्ट्रॉन-युक्त कोश के इलेक्ट्रॉन **संयोजी इलेक्ट्रॉन** हैं।

चित्र CF3-V03. स्कूल कोश-मॉडल में पहले 18 उदासीन परमाणु

Z	प्रतीक	K,L,M में इलेक्ट्रॉन	बाहरी इलेक्ट्रॉन
1	H	1	1
2	He	2	2
3	Li	2,1	1
4	Be	2,2	2
5	B	2,3	3
6	C	2,4	4
7	N	2,5	5
8	O	2,6	6
9	F	2,7	7
10	Ne	2,8	8
11	Na	2,8,1	1
12	Mg	2,8,2	2
13	Al	2,8,3	3
14	Si	2,8,4	4
15	P	2,8,5	5
16	S	2,8,6	6
17	Cl	2,8,7	7
18	Ar	2,8,8	8

पहला कोश दो इलेक्ट्रॉनों से भर जाता है। इन शुरुआती उदाहरणों में भरे बाहरी कोश का संबंध कम अभिक्रियाशीलता से है; हीलियम का पहला भरा कोश 2 इलेक्ट्रॉन रखता है, 8 नहीं। Li से Ne और समान मुख्य-समूह पंक्ति में सरल संयोजन-क्षमता का क्रम 1,2,3,4,3,2,1,0 है। उदाहरण के लिए, ऑक्सीजन में 6 बाहरी इलेक्ट्रॉन, पर सरल संयोजकता 2 है। संयोजकता अपने-आप बाहरी इलेक्ट्रॉन-संख्या नहीं होती; कुछ तत्व अलग यौगिकों में अलग संयोजकताएँ दिखाते हैं।

कोश-क्षमता का व्यंजक $2n^2$ का अर्थ 2×n×n है। यहाँ n कोश का क्रमांक है: K के लिए n=1, L के लिए n=2 और M के लिए n=3। यह n पहले की सूची में न्यूट्रॉनों की संख्या N नहीं है। इससे K की क्षमता 2, L की 8 और M की 18 मिलती है। **क्षमता, भरने का सार्वभौमिक क्रम नहीं है।** ऊपर पहले 18 तत्वों के विन्यास में M में अधिकतम 8 इलेक्ट्रॉन हैं, पर इससे M की सार्वभौमिक क्षमता 8 नहीं हो जाती। इस सीमा के आगे ऊर्जा-क्रम की अधिक जानकारी चाहिए। यहाँ के प्रश्नों में आगे के संक्रमण-तत्वों का विन्यास बनाना या हर परमाणु पर असीमित अष्टक नियम लगाना जरूरी नहीं है।

हल सहित उदाहरण CF03-C: उदासीन सूत्र पर लौटें

उदासीन Mg का Z=12 और विन्यास 2,8,2 है। शुरुआती आयनिक मॉडल में वह दो इलेक्ट्रॉन खोकर दस इलेक्ट्रॉन वाला Mg^{2+} बनता है। उदासीन F का Z=9 और विन्यास 2,7 है; एक इलेक्ट्रॉन लेने पर दस इलेक्ट्रॉन वाला F^- बनता है।

एक Mg^{2+} के लिए दो F^- चाहिए: +2 +2×(−1)=0, इसलिए उदासीन सूत्र **MgF_2** है। आयनों की इलेक्ट्रॉन-संख्या नियॉन जितनी हो सकती है, पर मैग्नीशियम में 12 और फ्लोरीन में 9 प्रोटॉन बने रहते हैं। वे नियॉन के परमाणु नहीं बने। इससे पिछले पाठ में बिना व्युत्पत्ति दिए गए एक आवेश-पैटर्न का कारण समझ आता है।

6. आवर्त सारणी दोहराते पैटर्न व्यवस्थित करती है

आधुनिक सारणी बढ़ती **परमाणु संख्या** के अनुसार है, द्रव्यमान संख्या के अनुसार नहीं। इसमें 18 समूह अर्थात ऊर्ध्वाधर स्तंभ और 7 आवर्त अर्थात क्षैतिज पंक्तियाँ हैं। नीचे छोटा पैनल पहले तीन आवर्तों के केवल समूह 1, 2 और 13–18 दिखाता है; बीच के छोड़े स्तंभों का अर्थ अलग आठ-समूह क्रमांकन नहीं है।

चित्र CF3-V04. पहले तीन आवर्तों में चुने आधुनिक स्थान

आवर्त / समूह	1	2	13	14	15	16	17	18
1	H	—	—	—	—	—	—	He
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

इन मुख्य-समूह उदाहरणों में समान बाहरी इलेक्ट्रॉन-पैटर्न परिवार की समानताएँ समझाता है। इन उदासीन परमाणुओं में आवर्त, इलेक्ट्रॉन वाले कोशों की संख्या से मेल खाता है। हीलियम भरे कोश का विशेष मामला है: बाहरी इलेक्ट्रॉन 2 होने पर भी वह उत्कृष्ट गैसों के साथ है। इस सारणी में हाइड्रोजन परंपरागत रूप से समूह 1 में है, पर वह लिथियम या सोडियम जैसी क्षार धातु मात्र नहीं है।

हल सहित उदाहरण CF03-D: सीमित प्रवृत्ति समझाएँ

समूह में नीचे: Li का विन्यास 2,1 और Na का 2,8,1 है। दोनों में एक बाहरी इलेक्ट्रॉन है और सामान्यतः +1 आयन बनता है। Na में एक अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन-युक्त कोश है। बाहरी इलेक्ट्रॉन की अधिक दूरी और परिरक्षण, इस तुलना में उसके उदासीन परमाणु के सामान्यतः बड़े होने का कारण समझाते हैं। Na में कम नहीं, अधिक प्रोटॉन हैं। यह दावा न करें कि समूह में नीचे जाने पर नाभिकीय या प्रभावी नाभिकीय आवेश सार्वभौमिक रूप से घटता है।

तीसरे आवर्त में आगे: Mg और Si दोनों के तीन कोशों में इलेक्ट्रॉन हैं। परमाणु त्रिज्या की तुलनीय परिभाषा के लिए Mg से Si की ओर आकार सामान्यतः घटता है: प्रोटॉन-संख्या बढ़ने से आकर्षण मजबूत होता है, जबकि इलेक्ट्रॉन उसी मुख्य बाहरी कोश में जुड़ते हैं। इसलिए इस बताई तुलना में Mg सामान्यतः Si से बड़ा है। इसे त्रिज्या की हर परिभाषा या हर तत्व पर लागू नियम न मानें।

इन मुख्य-समूह आवर्तों में आगे बढ़ने पर धात्विक गुण सामान्यतः घटता है और साधारण धात्विक समूहों में नीचे जाने पर बढ़ता है। यहाँ Mg धातु और Si सामान्यतः उपधातु माना जाता है। ये व्यापक प्रवृत्तियाँ हैं; पूरी सारणी में हर गुण, अभिक्रिया की दर या अभिक्रियाशीलता का हर प्रकार एक दिशा में बदलने का प्रमाण नहीं। जरूरी परिपाटी और साक्ष्य दिए बिना उत्कृष्ट गैसों की त्रिज्या या संक्रमण-तत्वों के अपवादों की तुलना न करें।

अपना तर्क जाँचें

व्याख्याएँ पढ़ने से पहले पाँच प्रश्न हल करें। यह निःशुल्क, बिना समय-सीमा और बिना ऋणात्मक अंकन का सीखने वाला अभ्यास है। औसत द्रव्यमान का **अर्थ** जरूरी है; वैकल्पिक भारित-औसत गणना यहाँ या अनिवार्य मॉड्यूल पुनरावलोकन में नहीं पूछी जाती।

1. किसी परमाण्विक कण में 8 प्रोटॉन, 9 न्यूट्रॉन और 10 इलेक्ट्रॉन हैं। कौन-सा समूह परमाणु संख्या Z, द्रव्यमान संख्या A और कुल आवेश सही देता है?

   A. Z = 8, A = 17, आवेश = +2
   B. Z = 8, A = 27, आवेश = −2
   C. Z = 10, A = 19, आवेश = 0
   D. Z = 8, A = 17, आवेश = −2

2. कण 1 = ${}^{14}_{6}C$, कण 2 = ${}^{14}_{7}N$ और कण 3 = ${}^{15}_{7}N$ की तुलना करें। ऊपर-बाएँ अंक द्रव्यमान संख्या और नीचे-बाएँ अंक परमाणु संख्या है। कौन-सा संबंध सही है?

   A. कण 1 और 2 समस्थानिक; कण 2 और 3 समभारिक हैं
   B. कण 1 और 2 समभारिक; कण 2 और 3 समस्थानिक हैं
   C. तीनों एक तत्व के समस्थानिक हैं
   D. कण 1 और 3 समभारिक हैं, क्योंकि दोनों उदासीन परमाणु हैं

3. संदर्भ-सारणी में बोरॉन के लिए Z = 5 और गोलित औसत परमाणु द्रव्यमान 10.8 u दिया है। कोई विशेष समस्थानिक नहीं बताया गया। क्या निष्कर्ष निकलेगा?

   A. हर बोरॉन नाभिक में 5 प्रोटॉन हैं; केवल इस औसत से उसकी निश्चित न्यूट्रॉन-संख्या नहीं मिलती
   B. हर बोरॉन परमाणु में 5.8 न्यूट्रॉन हैं
   C. हर बोरॉन परमाणु की द्रव्यमान संख्या 10.8 है
   D. 10.8 को 11 करने से सिद्ध होता है कि हर बोरॉन परमाणु में 6 न्यूट्रॉन हैं

4. उदासीन सल्फर परमाणु के लिए Z = 16 है। पहले 18 तत्वों का शुरुआती कोश-मॉडल और अष्टक पूरा करने से मिलने वाली सरल संयोजकता लें। कौन-सी जोड़ी सही है?

   A. 2 संयोजी इलेक्ट्रॉन; संयोजकता 6
   B. 6 संयोजी इलेक्ट्रॉन; संयोजकता 6
   C. 6 संयोजी इलेक्ट्रॉन; संयोजकता 2
   D. 8 संयोजी इलेक्ट्रॉन; संयोजकता 0

5. उदासीन फ्लोरीन का विन्यास 2,7 और उदासीन क्लोरीन का 2,8,7 है। इस तुलनीय मुख्य-समूह जोड़ी के लिए कौन-सी व्याख्या सही है?

A. सात बाहरी इलेक्ट्रॉन होने से दोनों एक ही आवर्त में हैं

B. दोनों एक मुख्य-समूह परिवार में हैं; क्लोरीन में एक अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन-युक्त कोश है और सामान्यतः उसका परमाणु बड़ा है

C. समूह में नीचे होने से क्लोरीन में अवश्य कम प्रोटॉन हैं

D. कम इलेक्ट्रॉन-युक्त कोश होने से फ्लोरीन का परमाणु अवश्य बड़ा है

उत्तर और विकल्पों की जाँच

1. **D. Z = 8, A = 17, आवेश = −2**

D सही है। Z प्रोटॉन गिनता है:8। A प्रोटॉन और न्यूट्रॉन का योग है:8+9=17। मूल आवेश की इकाइयों में कुल आवेश 8−10=−2 है। A आवेश का चिह्न उलटता है। B इलेक्ट्रॉनों को द्रव्यमान संख्या में जोड़ता है। C आवेशित कण में भी इलेक्ट्रॉन-संख्या को परमाणु संख्या मानता है। यह ऑक्सीजन का आयन है; दस इलेक्ट्रॉन होने से यह नियॉन का परमाणु नहीं बनता, क्योंकि नाभिक में अब भी आठ प्रोटॉन हैं।

2. **B. कण 1 और 2 समभारिक; कण 2 और 3 समस्थानिक हैं**

B सही है। कण 1 और 2 में A=14 समान है, पर Z क्रमशः 6 और 7 है; इसलिए वे समभारिक हैं। कण 2 और 3 में Z=7 समान और A क्रमशः 14 तथा 15 है; इसलिए वे समस्थानिक हैं। A परिभाषाएँ उलटता है। C कार्बन और नाइट्रोजन की अलग प्रोटॉन-संख्या छोड़ देता है। D भूलता है कि कण 1 और 3 की द्रव्यमान संख्याएँ अलग हैं; विद्युत उदासीनता समभारिक की परिभाषा नहीं है।

3. **A. हर बोरॉन नाभिक में 5 प्रोटॉन हैं; केवल इस औसत से उसकी निश्चित न्यूट्रॉन-संख्या नहीं मिलती**

A सही है। Z प्रोटॉन-संख्या बताता है। औसत में अलग समस्थानिकों के योगदान होते हैं; वह किसी एक समस्थानिक का A नहीं देता। न्यूट्रॉन गिनने के लिए निश्चित पूर्णांक A और N = A − Z लें। B कणों की भिन्नात्मक संख्या बना देता है। C u में औसत द्रव्यमान को इकाई-रहित न्यूक्लिऑन-संख्या समझता है। D संख्या के पूर्णांकन को हर नाभिक का प्रमाण बना देता है। इसका अर्थ यह नहीं कि एक समस्थानिक का मापा द्रव्यमान u में ठीक पूर्णांक होगा; वास्तविक समस्थानिक द्रव्यमान भी अलग राशि है।

4. **C. 6 संयोजी इलेक्ट्रॉन; संयोजकता 2**

C सही है। सोलह इलेक्ट्रॉनों का शुरुआती विन्यास 2,8,6 है। बाहरी कोश में छह इलेक्ट्रॉन हैं; इस मॉडल में अष्टक पूरा करने के लिए दो और चाहिए। A बाहरी इलेक्ट्रॉन-संख्या और सरल संयोजकता उलट देता है। B दोनों राशियों को अनिवार्य रूप से बराबर मानता है। D आठ इलेक्ट्रॉनों वाला भरा बाहरी कोश बताता है, जो इस उदासीन परमाणु में नहीं है। अन्य यौगिकों में सल्फर का संयोजन-व्यवहार अलग हो सकता है; प्रश्न में स्पष्ट रूप से यही शुरुआती मॉडल लिया गया है।

5. **B. दोनों एक मुख्य-समूह परिवार में हैं; क्लोरीन में एक अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन-युक्त कोश है और सामान्यतः उसका परमाणु बड़ा है**

B समान बाहरी इलेक्ट्रॉन-पैटर्न को समूह और अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन-युक्त कोश को आकार की सामान्य तुलना से जोड़ता है। A समूह और आवर्त मिलाता है: फ्लोरीन में दो और क्लोरीन में तीन कोशों में इलेक्ट्रॉन हैं। C उदासीन परमाणुओं के कुल इलेक्ट्रॉन 9 और 17 के विरुद्ध है; ये उनकी प्रोटॉन-संख्याएँ भी हैं, इसलिए नाभिकीय आवेश घटा नहीं है। D कोश और आकार के तर्क की दिशा उलटता है। यह सीमित तुलना है; इससे सभी तत्वों का हर गुण एक दिशा में बदलने का नियम नहीं बनता।

स्रोत और सीमा

NCERT Exploration, कक्षा 9, अध्याय 8, प्रथम संस्करण अप्रैल 2026, खंड 8.2–8.9, मुद्रित पृष्ठ 141–157, परमाणु मॉडल, गिनती, कोश और द्रव्यमान-अंतर का आधार है। अध्याय 9, खंड 9.4, पृष्ठ 169–174, मॉडल को आयन और सरल आबंधन से जोड़ता है। CBSE कक्षा 10 पठन-सामग्री 2026–27, इकाई 1, खंड 1.3–1.3.2, PDF पृष्ठ 6–9, माध्यमिक स्तर की आवर्त सारणी का संदर्भ है। यहाँ दी सीमाएँ और व्याख्याएँ स्रोतों की अतिसरलीकृत बातों को सार्वभौमिक नियम बनाने से बचाती हैं।

RRB CEN 09/2025, खंड 14.1, मुद्रित पृष्ठ 28, विज्ञान का स्तर कक्षा 10 CBSE बताता है, इन अलग पाठों के नाम नहीं। 2026–27 में CBSE का आवर्त वर्गीकरण को वार्षिक परीक्षा के बजाय सीखने के दौरान आकलन (formative assessment) में रखना, RRB से उसके बाहर होने या जरूर पूछे जाने का प्रमाण नहीं है। मौलिक व्याख्याएँ, उदाहरण और प्रश्न सीखने के चुनाव हैं, आधिकारिक विषय-भार या पिछले वर्षों के प्रश्न नहीं। हिंदी मूल शिक्षण-अनुवाद है, आधिकारिक अनुवाद नहीं।

उपमा और उसकी सीमाएँ

अलग प्रविष्टियों वाला अभिलेख सोचें: प्रोटॉन-संख्या तत्व पहचानती है; न्यूट्रॉन-संख्या उसके समस्थानिक अलग करती है; इलेक्ट्रॉन-संख्या प्रोटॉनों के साथ आवेश तय करती है। इलेक्ट्रॉन वाली प्रविष्टि बदलने से तत्व की पहचान नहीं बदलती। उपमा केवल गिनती व्यवस्थित करती है: नाभिक भौतिक प्रणाली है, मनमाने ढंग से बदला जा सकने वाला अभिलेख नहीं। आवर्त सारणी का पता-जाल पंक्ति और स्तंभ अलग समझाता है, पर सार्थक व्यवस्था परमाणु संरचना और देखे गुण तय करते हैं।

त्वरित संदर्भ

- Z = प्रोटॉन; A = प्रोटॉन + न्यूट्रॉन; न्यूट्रॉन = A − Z
- केवल उदासीन परमाणु में इलेक्ट्रॉन = Z; आवेश संख्या = प्रोटॉन − इलेक्ट्रॉन
- हाइड्रोजन-1: एक प्रोटॉन, कोई न्यूट्रॉन नहीं
- इलेक्ट्रॉन-संख्या बदलने से आवेश बदलता है, तत्व या A नहीं
- समस्थानिक: समान Z, अलग A; समभारिक: समान A, अलग Z
- A पूर्णांक न्यूक्लिऑन-गिनती है, वास्तविक या औसत परमाणु द्रव्यमान नहीं
- औसत परमाणु द्रव्यमान प्रचुरता का भार लेता है; भिन्नात्मक न्यूट्रॉन नहीं देता
- वास्तविक समस्थानिक द्रव्यमान u में ठीक पूर्णांक होना जरूरी नहीं
- पहले 18 कोश-विन्यास सीमित शुरुआती मॉडल हैं
- $2n^2 = 2×n×n$ में n कोश क्रमांक है (K=1, L=2, M=3), न्यूट्रॉन-संख्या N नहीं; क्षमता भरने का क्रम नहीं; M क्षमता 18 है
- संयोजी इलेक्ट्रॉन और संयोजकता अलग; हीलियम का पहला भरा कोश 2 इलेक्ट्रॉन रखता है
- आधुनिक क्रम परमाणु संख्या से; समूह ऊर्ध्वाधर, आवर्त क्षैतिज
- H क्षार धातु मात्र नहीं; He का पहला कोश दो इलेक्ट्रॉनों से भरा है, जो बाहरी अष्टक पैटर्न का अपवाद है
- आकार/धात्विक प्रवृत्ति तुलनीय मुख्य-समूह उदाहरणों तक सीमित रखें
- भारित औसत की गणना वैकल्पिक, औसत का अर्थ जरूरी है