कक्षा 9 विज्ञान · अध्याय 3: परमाणु एवं अणु

Study With Me (@studyswm) · studyswm.in · पूरे नोट्स — 12 पाठ

1. परमाणु का विचार और द्रव्यमान संरक्षण का नियम (क्रियाकलाप 3.1)

भूमिका, 3.1, 3.1.1 · क्रियाकलाप 3.1 · चित्र 3.1 · EN पृष्ठ 31–32

लकड़ी जलकर राख बन जाती है — तो क्या उसका द्रव्यमान "गायब" हो गया?

चूल्हे में लकड़ी जली तो मुट्ठी भर राख बची। रीना बोली, "बाकी लकड़ी कहाँ गई?" भैया ने समझाया, "धुआँ और गैसें हवा में चली गईं। अगर सब कुछ एक बंद डिब्बे में जलाते और तौलते, तो कुल द्रव्यमान उतना ही रहता।"

चित्र 3.1 — बंद फ़्लास्क में द्रव्यमान



X की नली धागे से लटकी, फ़्लास्क में Y
मिलाने पर अभिक्रिया, पर तौल वही: W g
द्रव्यमान न बनता है, न नष्ट होता है

समझो

- लगभग 500 ई.पू. भारतीय दार्शनिक **महर्षि कणाद** ने कहा — पदार्थ को बाँटते जाओ तो अंत में ऐसे सूक्ष्म कण मिलेंगे जो और नहीं बँटेंगे; उन्होंने इन्हें **परमाणु** कहा। **पकुधा कात्यायन** ने कहा कि ये कण प्रायः संयुक्त रूप में रहते हैं।
- उसी काल में यूनानी दार्शनिक **डेमोक्रिटस और ल्यूसिपस** ने भी यही सुझाया; डेमोक्रिटस ने इन्हें **ऐटम** (अविभाज्य) कहा। ये विचार दार्शनिक थे — 18वीं सदी तक प्रयोग नहीं हुए।
- **लवाज़िए** ने रासायनिक संयोजन के दो महत्वपूर्ण नियम स्थापित करके रसायन विज्ञान की नींव रखी।
- **द्रव्यमान संरक्षण का नियम:** किसी रासायनिक अभिक्रिया में द्रव्यमान का न तो सृजन होता है, न विनाश। अभिकारकों का कुल द्रव्यमान = उत्पादों का कुल द्रव्यमान।

🔬 **क्रियाकलाप 3.1 — बंद फ़्लास्क में अभिक्रिया**
एक युग्म चुनो: X = कॉपर सल्फ़ेट / बेरियम क्लोराइड / लेड नाइट्रेट और Y = सोडियम कार्बोनेट / सोडियम सल्फ़ेट / सोडियम क्लोराइड — दोनों का 5% विलयन। Y को शंक्वाकार फ़्लास्क में, X को ज्वलन नली में रखकर नली फ़्लास्क में लटकाओ और कॉर्क लगाओ (चित्र 3.1)। तौलो, फिर फ़्लास्क झुकाकर घुमाओ ताकि X और Y मिलें — अभिक्रिया होती है। फिर तौलो: द्रव्यमान नहीं बदलता। कॉर्क इसलिए ताकि कुछ बाहर न निकले।

⚡ मुख्य बिंदु

- कणाद: परमाणु; डेमोक्रिटस: ऐटम (अविभाज्य)
- लवाज़िए: रासायनिक संयोजन के दो नियम
- द्रव्यमान का सृजन या विनाश नहीं
- अभिकारक का कुल द्रव्यमान = उत्पाद का कुल द्रव्यमान

2. स्थिर अनुपात का नियम — पानी में H : O सदा 1 : 8

3.1.2 · सारणी 3.4 · EN पृष्ठ 32, 36

नदी का पानी हो या बारिश का — शुद्ध पानी का "नुस्ख़ा" एक ही क्यों है?

अमन ने पूछा, "लैब में बना पानी और गंगा का शुद्ध किया पानी — क्या दोनों में हाइड्रोजन-ऑक्सीजन का हिस्सा अलग होगा?" शिक्षक मुस्कुराए, "नहीं! 9 g पानी तोड़ो तो हमेशा 1 g हाइड्रोजन और 8 g ऑक्सीजन मिलेगी।"



समझो

- लवाज़िए और अन्य वैज्ञानिकों ने देखा कि हर यौगिक में **वही तत्व, उसी अनुपात में** होते हैं — चाहे यौगिक कहीं से आए या किसी ने बनाया हो।
- पानी में हाइड्रोजन : ऑक्सीजन (द्रव्यमान से) = **1 : 8**। 9 g पानी → 1 g H + 8 g O।
- अमोनिया में नाइट्रोजन : हाइड्रोजन = **14 : 3**; कार्बन डाइऑक्साइड में C : O = **3 : 8** (सारणी 3.4)।
- **प्राउस्ट** का कथन: "किसी रासायनिक पदार्थ में तत्व सदैव द्रव्यमान के निश्चित अनुपात में होते हैं।" इसे **निश्चित अनुपात का नियम** भी कहते हैं।

⚡ मुख्य बिंदु

- यौगिक में तत्व निश्चित द्रव्यमान अनुपात में
- पानी H : O = 1 : 8
- अमोनिया N : H = 14 : 3; CO_2 C : O = 3 : 8
- नियम: प्राउस्ट

3. डाल्टन का परमाणु सिद्धांत — छह अभिगृहीत

3.1.2 (डाल्टन का परमाणु सिद्धांत) · EN पृष्ठ 32 · पाठ्य प्रश्न (पृष्ठ 32–33)

एक बुनकर परिवार का लड़का जिसने बताया कि हर चीज़ किससे बनी है

1766 में इंग्लैंड के एक गरीब बुनकर परिवार में जॉन डाल्टन का जन्म हुआ। 12 साल की उम्र में वे शिक्षक बने, सात साल बाद स्कूल के प्रधानाध्यापक। 1808 में उन्होंने परमाणु सिद्धांत दिया — पदार्थ के अध्ययन का मोड़।





समझो

- डाल्टन ने यूनानियों का नाम "ऐटम" लिया और रासायनिक संयोजन के नियमों पर सिद्धांत बनाया। इससे दोनों नियमों की व्याख्या हुई।
- (i) सभी पदार्थ अति सूक्ष्म कणों — **परमाणुओं** — से बने हैं। (ii) परमाणु **अविभाज्य** हैं; रासायनिक अभिक्रिया में न बनते हैं, न नष्ट होते हैं।

- (iii) एक तत्व के परमाणुओं का द्रव्यमान और रासायनिक गुण **समान**। (iv) अलग तत्वों के परमाणुओं का द्रव्यमान और गुण **अलग**।
- (v) परमाणु **छोटी पूर्ण संख्याओं के अनुपात** में मिलकर यौगिक बनाते हैं। (vi) किसी यौगिक में परमाणुओं की सापेक्ष संख्या और प्रकार **स्थिर** होते हैं।
- अभिगृहीत (ii) से द्रव्यमान संरक्षण; (vi) (और v) से स्थिर अनुपात का नियम समझ में आता है। अगले अध्याय में पढ़ोगे कि परमाणु भी और छोटे कणों से बने हैं।

⚡ मुख्य बिंदु

- डाल्टन, 1808: परमाणु सिद्धांत
- परमाणु अविभाज्य, न बनते न नष्ट (→ द्रव्यमान संरक्षण)
- एक तत्व के परमाणु समान
- छोटी पूर्ण संख्याओं का अनुपात; स्थिर संख्या (→ स्थिर अनुपात)

4. परमाणु क्या है और कितना छोटा है?

3.2 · चित्र 3.2 · आपेक्षिक आकार · EN पृष्ठ 33

कागज़ की एक पतली परत में लाखों परमाणु ऊपर-नीचे — फिर भी दिखते क्यों नहीं?

मिस्त्री ईंट पर ईंट रखकर दीवार, दीवारों से कमरा, कमरों से पूरा भवन बनाता है। चींटी का घर बालू के छोटे-छोटे कणों से बनता है। ठीक वैसे ही हर पदार्थ की "ईंट" है — परमाणु।



समझो

- सभी पदार्थों के निर्माण-खंड **परमाणु** हैं।
- परमाणु बहुत छोटे हैं — **लाखों से अधिक** परमाणुओं को एक के ऊपर एक रखें तो कागज़ की शीट जितनी मोटी परत बनती है।
- परमाणु त्रिज्या **नैनोमीटर** में मापी जाती है: 1 nm = 10^{-9} m, 1 m = 10^{9} nm।
- **आपेक्षिक आकार (त्रिज्या, m):** हाइड्रोजन परमाणु 10^{-10}; पानी का अणु 10^{-9}; हीमोग्लोबिन का अणु 10^{-8}; बालू का कण 10^{-4}; चींटी 10^{-2}; तरबूज़ 10^{-1}।
- भले न दिखें, परमाणु हर चीज़ में हैं। आधुनिक तकनीकों से तत्वों की सतह के आवर्धित प्रतिबिंब बन सकते हैं — जैसे सिलिकॉन की सतह (चित्र 3.2)।

⚡ मुख्य बिंदु

- परमाणु = पदार्थ का निर्माण-खंड
- 1 nm = 10^{-9} m
- H परमाणु ≈ 10^{-10} m; पानी अणु ≈ 10^{-9} m
- सिलिकॉन सतह का प्रतिबिंब (चित्र 3.2)

5. तत्वों के प्रतीक — डाल्टन से IUPAC तक

3.2.1 · चित्र 3.3 · सारणी 3.1 · EN पृष्ठ 33–34

लोहे का प्रतीक "I" या "L" नहीं, "Fe" क्यों?

सोनू ने चार्ट पर पढ़ा — सोडियम: Na, पोटैशियम: K, लोहा: Fe। "ये तो नाम से मेल ही नहीं खाते!" दीदी हँसी, "ये लैटिन नामों से आए हैं — नैट्रियम, कैलियम, फ़ेरम।"



समझो

- **डाल्टन** पहले वैज्ञानिक थे जिन्होंने तत्वों के प्रतीक विशेष अर्थ में प्रयोग किए — प्रतीक = उस तत्व का **एक परमाणु** (चित्र 3.3, गोल चिह्न)।
- **बर्ज़ीलियस** ने सुझाया कि प्रतीक तत्व के नाम के एक या दो अक्षरों से बनें।
- पहले नाम उस स्थान से रखे जाते थे जहाँ तत्व पहली बार मिला — कॉपर: साइप्रस से। कुछ नाम रंगों से — गोल्ड: "पीला" अर्थ वाले अंग्रेज़ी शब्द से। आज **IUPAC** नाम स्वीकृत करता है।
- नियम: पहला अक्षर **बड़ा** (capital), दूसरा **छोटा** — H; Al (AL नहीं); Co (CO नहीं)। कुछ में पहला अक्षर + बाद का अक्षर — Cl, Zn।
- कुछ प्रतीक लैटिन, जर्मन या ग्रीक नामों से: **Fe** (ferrum), **Na** (natrium), **K** (kalium)। सारणी 3.1 में Au (सोना), Ag (चाँदी), Pb (लेड), Cu (ताँबा) भी हैं।

⚡ मुख्य बिंदु

- डाल्टन: प्रतीक = एक परमाणु
- बर्ज़ीलियस: नाम के 1–2 अक्षर
- पहला अक्षर बड़ा, दूसरा छोटा (Co ≠ CO)
- Fe, Na, K — लैटिन नामों से

6. परमाणु द्रव्यमान — कार्बन-12 का 1/12 भाग

3.2.2 · चित्र 3.4 · सारणी 3.2 · EN पृष्ठ 34–35 · पाठ्य प्रश्न (पृष्ठ 35)

बिना बाट के फल वाला फल कैसे तौले?

एक फलवाले के पास बाट नहीं था। उसने एक तरबूज़ को "12 इकाई" माना, उसके 12 बराबर टुकड़े किए और हर फल को एक टुकड़े की तुलना में तौला — "यह सेब 1 टुकड़ा, यह पपीता 3 टुकड़े!" (चित्र 3.4)। वैज्ञानिक परमाणुओं को ऐसे ही तौलते हैं।



समझो

- डाल्टन के सिद्धांत की सबसे उल्लेखनीय अवधारणा: हर तत्व का अपना **परमाणु द्रव्यमान**। एक परमाणु तौलना कठिन था, इसलिए **सापेक्ष** परमाणु द्रव्यमान निकाले गए।

- CO में 3 g कार्बन 4 g ऑक्सीजन से जुड़ता है। अगर C = 1 u मानें तो O = 1.33 u — पूर्ण संख्याएँ अधिक सुविधाजनक हैं। पहले प्राकृतिक ऑक्सीजन के 1/16 भाग को इकाई माना गया।
- **1961** में सर्वमान्य इकाई के लिए **कार्बन-12** समस्थानिक मानक बना। **1 परमाणु द्रव्यमान इकाई (u)** = कार्बन-12 के एक परमाणु के द्रव्यमान का ठीक **1/12** भाग। (पहले "amu", अब IUPAC के अनुसार "u" — unified mass।)
- **सापेक्ष परमाणु द्रव्यमान** = परमाणु का औसत द्रव्यमान ÷ कार्बन-12 परमाणु के 1/12 भाग का द्रव्यमान।
- सारणी 3.2: H 1, C 12, N 14, O 16, Na 23, Mg 24, S 32, Cl 35.5, Ca 40 (u)।

⚡ मुख्य बिंदु

- 1 u = C-12 परमाणु का 1/12 द्रव्यमान
- 1961 से मानक: कार्बन-12
- पहले मानक: ऑक्सीजन का 1/16
- H 1, C 12, N 14, O 16, Cl 35.5, Ca 40

7. अणु और तत्वों की परमाणुकता

3.2.3, 3.3, 3.3.1 · सारणी 3.3 · EN पृष्ठ 35–36

साँस में हम "O" नहीं, "O_2" लेते हैं — ऐसा क्यों?

प्रिया ने किताब में देखा — ऑक्सीजन O_2, ओज़ोन O_3, फ़ॉस्फ़ोरस P_4, पर हीलियम सिर्फ़ He। "कुछ परमाणु अकेले, कुछ जोड़ों में, कुछ टोली में क्यों?" यही परमाणुकता की कहानी है।



समझो

- अधिकांश तत्वों के परमाणु **स्वतंत्र रूप से नहीं रहते**; वे अणु और आयन बनाते हैं, जो बड़ी संख्या में मिलकर दिखने-छूने वाला पदार्थ बनाते हैं।
- **अणु:** दो या अधिक परमाणुओं का रासायनिक रूप से बँधा समूह; किसी तत्व या यौगिक का सबसे छोटा कण जो **स्वतंत्र रूप से रह सके** और उस पदार्थ के सभी गुण दिखाए।
- तत्व के अणु में **एक ही प्रकार** के परमाणु। आर्गन (Ar), हीलियम (He) के अणु एक परमाणु के; ऑक्सीजन O_2 **द्विपरमाणुक**; तीन O परमाणु = **ओज़ोन** O_3।
- अणु में परमाणुओं की संख्या = **परमाणुकता**। सारणी 3.3: Ar, He — एकपरमाणुक; O, H, N, Cl — द्विपरमाणुक; फ़ॉस्फ़ोरस — चतुर्परमाणुक (P_4); सल्फ़र — बहुपरमाणुक (S_8)।
- धातुओं और कार्बन जैसे कुछ तत्वों की सरल संरचना नहीं — उनमें **बहुत बड़ी और अनिश्चित संख्या** में परमाणु बँधे होते हैं।

⚡ मुख्य बिंदु

- अणु: स्वतंत्र अस्तित्व वाला सबसे छोटा कण
- परमाणुकता = अणु में परमाणुओं की संख्या
- He, Ar एक; O_2, N_2, H_2, Cl_2 दो; P_4 चार; S_8 बहु
- O_3 = ओज़ोन

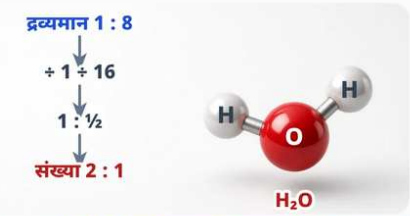
8. यौगिकों के अणु — द्रव्यमान अनुपात से संख्या अनुपात (क्रियाकलाप 3.2)

3.3.2 · सारणी 3.4 · क्रियाकलाप 3.2 · EN पृष्ठ 36

पानी में ऑक्सीजन का द्रव्यमान 8 गुना, पर परमाणु आधे — कैसे?

रोहित उलझन में था: पानी में O का द्रव्यमान H से 8 गुना है, तो O परमाणु भी ज़्यादा होंगे? शिक्षिका ने कहा, "एक O परमाणु 16 गुना भारी है! द्रव्यमान को परमाणु द्रव्यमान से भाग दो — गिनती मिल जाएगी।"

चित्र 3.8 — अनुपात से सूत्र



H और O का द्रव्यमान अनुपात 1 : 8
परमाणु द्रव्यमान (1, 16) से भाग
2 H परमाणु : 1 O परमाणु → H_2O

समझो

- अलग तत्वों के परमाणु **निश्चित अनुपात** में जुड़कर यौगिकों के अणु बनाते हैं।
- सारणी 3.4: पानी (H, O) 1 : 8; अमोनिया (N, H) 14 : 3; कार्बन डाइऑक्साइड (C, O) 3 : 8 — द्रव्यमान से।
- संख्या अनुपात = द्रव्यमान अनुपात ÷ परमाणु द्रव्यमान, फिर सरलतम पूर्ण संख्या।
- पानी: H 1/1 = 1, O 8/16 = 1/2 → H : O = **2 : 1** (H_2O)। अमोनिया: N 14/14 = 1, H 3/1 = 3 → **1 : 3** (NH_3)। CO_2: C 3/12 = 1/4, O 8/16 = 1/2 → **1 : 2**।

🔬 **क्रियाकलाप 3.2 — परमाणुओं की गिनती का अनुपात**
सारणी 3.4 के द्रव्यमान अनुपात और सारणी 3.2 के परमाणु द्रव्यमान लो। हर तत्व के लिए द्रव्यमान अनुपात ÷ परमाणु द्रव्यमान निकालो और सरलतम अनुपात बनाओ। पानी के लिए: H = 1/1 = 1 → 2, O = 8/16 = 1/2 → 1, अतः H : O = 2 : 1। अमोनिया और CO_2 के लिए खुद करो।

⚡ मुख्य बिंदु

- यौगिक: अलग तत्वों के परमाणु निश्चित अनुपात में
- संख्या अनुपात = द्रव्यमान ÷ परमाणु द्रव्यमान
- पानी H : O = 2 : 1
- NH_3 1 : 3; CO_2 1 : 2

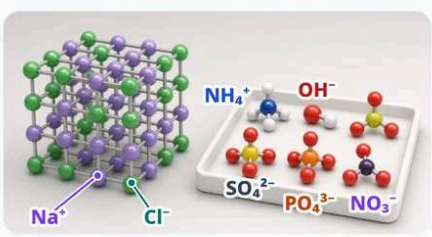
9. आयन — धनायन, ऋणायन और बहुपरमाणुक आयन

3.3.3 · सारणी 3.5, 3.6 · EN पृष्ठ 36–37

नमक के दाने में सोडियम और क्लोरीन "परमाणु" नहीं, "आयन" हैं — फ़र्क क्या?

तनु ने पूछा, "NaCl में Na^+ और Cl^- के ऊपर ये + और – क्या हैं?" दीदी ने बताया, "ये आवेश हैं। धातु और अधातु से बने यौगिकों के कण आवेशित होते हैं — इन्हें आयन कहते हैं।"

चित्र 3.9 — आयन



धनायन (+) और ऋणायन (–) एकांतर क्रम में
बहुपरमाणुक आयन: परमाणुओं का समूह, एक आवेश
CO_3^{2-} भी एक बहुपरमाणुक आयन है

समझो

- धातु और अधातु से बने यौगिकों में **आवेशित कण** होते हैं — **आयन**। आयन धन या ऋण आवेशित हो सकता है।

- ऋण आवेशित आयन = **ऋणायन** (anion); धन आवेशित = **धनायन** (cation)। NaCl में Na^+ (धनायन) और Cl^- (ऋणायन)।
- आयन एक आवेशित परमाणु या परमाणुओं का समूह हो सकता है। आवेश वाले परमाणु-समूह = **बहुपरमाणुक आयन** — NH_4^+, OH^-, NO_3^-, HCO_3^-, CO_3^{2-}, SO_3^{2-}, SO_4^{2-}, PO_4^{3-}।
- सारणी 3.5 (द्रव्यमान अनुपात): कैल्सियम ऑक्साइड 5 : 2; मैग्नीशियम सल्फ़ाइड 3 : 4; सोडियम क्लोराइड 23 : 35.5।
- सारणी 3.6: संयोजकता 1 — Na^+, K^+, Ag^+, Cu^+, H^+, H^-, Cl^-, Br^-, I^-; 2 — Mg^{2+}, Ca^{2+}, Zn^{2+}, Fe^{2+}, Cu^{2+}, O^{2-}, S^{2-}; 3 — Al^{3+}, Fe^{3+}, N^{3-}। कुछ तत्व एक से अधिक संयोजकता दिखाते हैं — रोमन अंक से, जैसे आयरन (II), आयरन (III)।

⚡ मुख्य बिंदु

- आयन = आवेशित कण
- धनायन +, ऋणायन −
- बहुपरमाणुक आयन: NH_4^+, OH^-, NO_3^-, CO_3^{2-}, SO_4^{2-}, PO_4^{3-}
- CaO 5 : 2; MgS 3 : 4; NaCl 23 : 35.5

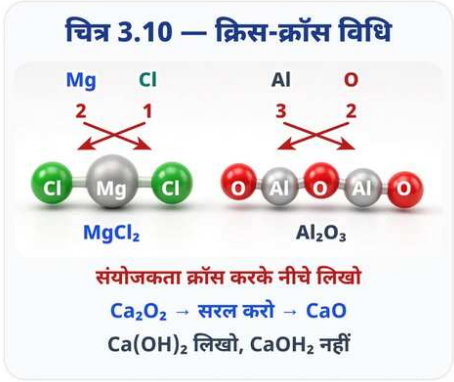
10. रासायनिक सूत्र लिखना — संयोजकता और क्रिस-क्रॉस

3.4, 3.4.1 · सारणी 3.6 · EN पृष्ठ 37–39 · पाठ्य प्रश्न (पृष्ठ 39)

एक ऑक्टोपस के 8 हाथ, इंसान के 2 — ऑक्टोपस कितने इंसान पकड़ेगा?

कक्षा में खेल हुआ: हर छात्र ने दाएँ हाथ में तत्व का प्रतीक, बाएँ में संयोजकता का कार्ड पकड़ा और फिर संयोजकताएँ क्रॉस कर दीं — बोर्ड पर बन गया $MgCl_2$! (सामूहिक क्रियाकलाप)





समझो

- **रासायनिक सूत्र** किसी यौगिक के संघटन का प्रतीकात्मक निरूपण है।
- किसी तत्व की संयोजन क्षमता = **संयोजकता** — परमाणु के "हाथ"। ऑक्टोपस (O) के 8 हाथ, मानव (H) के 2: ऑक्टोपस 4 मानव पकड़ेगा → **OH_4**।
- **नियम:** संयोजकताएँ या आवेश संतुलित हों; धातु + अधातु में धातु का नाम/प्रतीक पहले — CaO, NaCl, FeS, CuO; बहुपरमाणुक आयन एक से अधिक हो तो कोष्ठक में — $Ca(OH)_2$; एक हो तो कोष्ठक नहीं — NaOH।
- दो तत्वों से बने सरलतम यौगिक = **द्विअंगी यौगिक**। प्रतीक लिखो, नीचे संयोजकता, फिर **क्रिस-क्रॉस**: HCl, H_2S, CCl_4, $MgCl_2$, Al_2O_3। सूत्र में आवेश नहीं लिखते।



- बराबर संयोजकता हो तो सरल करो: Ca_2O_2 → **CaO**। और उदाहरण: $NaNO_3$, $Ca(OH)_2$ ($CaOH_2$ नहीं), Na_2CO_3, $(NH_4)_2SO_4$।

🔬 **सामूहिक क्रियाकलाप — सूत्र लिखने का खेल**
प्रतीक और संयोजकता के कार्ड बनाओ; प्रतीक दाएँ हाथ, संयोजकता बाएँ हाथ में; प्रतीक वहीं रखकर संयोजकताएँ क्रॉस करो। कम लागत मॉडल: दवा के खाली ब्लिस्टर पैक को संयोजकता के अनुसार काटो और आयन जोड़ो — 2 Na^+ एक SO_4^{2-} पर → Na_2SO_4। खुद करो: सोडियम फ़ॉस्फ़ेट (उत्तर: Na_3PO_4)।

⚡ मुख्य बिंदु

- संयोजकता = संयोजन क्षमता ("हाथ")
- आवेश संतुलित; धातु पहले
- क्रिस-क्रॉस: $MgCl_2$, Al_2O_3; Ca_2O_2 → CaO
- दो या अधिक बहुपरमाणुक आयन → कोष्ठक: $Ca(OH)_2$, $(NH_4)_2SO_4$

11. आण्विक द्रव्यमान और सूत्र इकाई द्रव्यमान

3.5, 3.5.1, 3.5.2 · उदाहरण 3.1, 3.2 · EN पृष्ठ 39–40 · पाठ्य प्रश्न (पृष्ठ 40)

एक पानी के अणु का "वज़न" कितने u?

नेहा ने कहा, "H_2O = 2 H + 1 O, तो 2 × 1 + 16 = 18 u — यह तो जोड़ का खेल है!" शिक्षक बोले, "बिल्कुल! और NaCl जैसे आयनिक यौगिक में यही जोड़ 'सूत्र इकाई द्रव्यमान' कहलाता है।"

चित्र 3.11 — आण्विक द्रव्यमान



$H_2O = 2 \times 1 + 16 = 18$ u
$CaCl_2 = 40 + 2 \times 35.5 = 111$ u
NaCl = 23 + 35.5 = 58.5 u
$HNO_3 = 1 + 14 + 3 \times 16 = 63$ u

समझो

- **आण्विक द्रव्यमान** = अणु के सभी परमाणुओं के परमाणु द्रव्यमानों का योग; यह अणु का सापेक्ष द्रव्यमान है, **u** में।
- **उदाहरण 3.1:** H_2O = 2 × 1 + 1 × 16 = **18 u**; HNO_3 = 1 + 14 + 3 × 16 = **63 u**।
- **सूत्र इकाई द्रव्यमान** = सूत्र इकाई के सभी परमाणुओं के परमाणु द्रव्यमानों का योग; उन पदार्थों के लिए जिनके घटक कण **आयन** हैं। NaCl = 23 + 35.5 = **58.5 u**।
- **उदाहरण 3.2:** $CaCl_2$ = 40 + 2 × 35.5 = **111 u**।

⚡ मुख्य बिंदु

- आण्विक द्रव्यमान = परमाणु द्रव्यमानों का योग (u)
- H_2O 18 u; HNO_3 63 u
- आयनिक: सूत्र इकाई द्रव्यमान
- NaCl 58.5 u; $CaCl_2$ 111 u

12. मोल संकल्पना — रसायनज्ञ की गिनती की इकाई

3.5.3 · चित्र 3.5 · उदाहरण 3.3–3.5 · EN पृष्ठ 40–42 · पाठ्य प्रश्न (पृष्ठ 42)

दर्जन = 12, ग्रोस = 144 — तो "मोल" कितने?

दुकानदार ने केले दर्जन में बेचे, कॉपियाँ ग्रोस में। रसायनज्ञ परमाणु "मोल" में गिनते हैं — एक मोल = 6.022 × 10^{23} कण! यह "ढेर" इतना बड़ा है कि इसी से 18 g पानी में अणु गिने जा सकते हैं।





समझो

- $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$
  बताता है: 2 अणु H_2 + 1 अणु O_2 → 2 अणु H_2O; या 4 u H_2 + 32 u O_2 → 36 u H_2O। अभिक्रिया सीधे **कणों की संख्या** बताती है, इसलिए नई इकाई **मोल** आई।
- **1 मोल** = उतने कण (परमाणु, अणु, आयन) जिनका द्रव्यमान ग्राम में परमाणु/आण्विक द्रव्यमान के बराबर हो। 1 मोल में कणों की संख्या = **6.022 × 10^{23}** = **आवोगाद्रो संख्या (N_0)**, इतालवी वैज्ञानिक एमेडियो आवोगाद्रो के सम्मान में।
- **मोलर द्रव्यमान** = 1 मोल का द्रव्यमान = परमाणु/आण्विक द्रव्यमान, पर इकाई u की जगह **g** (ग्राम परमाणु/ग्राम आण्विक द्रव्यमान)। 16 u O = 1 परमाणु; 16 g O = 6.022 × 10^{23} परमाणु। 18 g पानी = 1 मोल अणु।
- "मोल" शब्द लगभग 1896 में **विल्हेम ओस्टवाल्ड** ने लैटिन "moles" (ढेर) से दिया; 1967 में इकाई स्वीकृत हुई।
- **सूत्र (चित्र 3.5):** $n = m/M = N/N_0$; $m = M \times n$; $N = n \times N_0$। उदा. 3.3: 52 g He → 13 मोल; 12.044 × 10^{23} He परमाणु → 2 मोल। उदा. 3.4: 0.5 मोल N_2 = 14 g; 0.5 मोल N = 7 g। उदा. 3.5: 46 g Na → 12.044 × 10^{23} परमाणु; 8 g O_2 → 1.51 × 10^{23} अणु; 0.1 मोल C → 6.022 × 10^{22} परमाणु।

⚡ मुख्य बिंदु

- 1 मोल = 6.022 × 10^{23} कण (N_0)
- मोलर द्रव्यमान = परमाणु/आण्विक द्रव्यमान ग्राम में
- $n = m/M = N/N_0$
- ओस्टवाल्ड, 1896; इकाई स्वीकृत 1967

स्रोत: BSTBPC पर उपलब्ध कक्षा 9 विज्ञान पुस्तक, अध्याय 3। नोट्स और चित्र Study With Me के अपने हैं।