अध्याय-5

(Concept Map)

तत्त्वों का आवर्त्त वर्गीकरण

(कुल 114 तत्त्व ज्ञात)

वर्गीकरण का प्रारंभिक प्रयास

→ **डोबेराइनर का त्रिक:-** (i) तीन तत्वों का एक समूह

(ii) तत्वों का परमाणु द्रव्यमान के आरोही क्रम में संयोजन

(iii) बीच वाले तत्व का परमाणु द्रव्यमान अन्य दो तत्वों का औसत (लगभग)

उदाहरण:- (a) Li, (6.9) Na, (23.0) K (39.0) ; $\frac{6.9+39}{2}=\frac{45.9}{2}=22.9\approx 23$

(b) Ca, (40.1) Ba, (87.6) Sr (137.3) ; $\frac{40.1+137.3}{2}=\frac{177.4}{2}\approx 88.7$

(c) Cl, (35.5) Br, (79.9) I (126.9) ; $\frac{35.5+126.9}{2}=\frac{162.4}{2}\approx 81.2$

→ **न्यूलैंड का अष्टक सिद्धांत:-** (56 तत्त्व ज्ञात)

(i) तत्त्वों का परमाणु द्रव्यमान के आरोही क्रम में संयोजन

(ii) प्रथम तत्त्व तथा आठवें तत्त्व का गुणधर्म समान

(iii) संगीत के अष्टक से समानता

उदाहरण:- Li तथा Na, Be तथा Mg

(iv) केवल हल्के तत्त्वों के लिए लागू (कैल्शियम तक)

→ **मेन्डेलीफ की आवर्त्त सारणी:-** (63 तत्त्व ज्ञात)

(i) तत्त्वों का परमाणु द्रव्यमान के आरोही क्रम में संयोजन

(ii) ऊर्ध्व स्तंभ (ग्रुप) तथा क्षैतिज पंक्तियाँ (आवर्त)

(सात ग्रुप तथा सात आवर्त्त)

↓

सिद्धांत:- "तत्त्वों का गुणधर्म उनके परमाणु द्रव्यमान का आवर्त्त फलन है"

उपलब्धियाँ:- आवर्त्त सारणी में रिक्त स्थान का छोड़ा जाना, जो तत्त्व फिर बाद में खोजे गए।

रिक्त स्थान वाले तत्त्व	खोजे गए तत्त्व
एका-बोरोन	स्कैंडियम (Sc)
एका-सिलिकान	जर्मेनियम (Ge)
एका-एलुमीनियम	गैलियम (Ga)

अक्रिय गैसों का नया समूह बनाया

सीमाएँ → (i) हाइड्रोजन का स्थान नियत नहीं (ग्रुप 1 तथा ग्रुप 7)

→ (ii) समस्थानिकों का स्थान निश्चित नहीं

आधुनिक आवर्त्त सारणी (मोसले द्वारा प्रतिपादित)

(i) **सिद्धांत:-** "तत्त्वों का गुणधर्म उनकी परमाणु संख्या (Z) का आवर्त्त फलन है।"

(ii) 18 ऊर्ध्व स्तंभ (ग्रुप) तथा 7 क्षैतिज पंक्तियाँ (आवर्त्त)

अध्याय-5

(Concept Map)

प्रवृत्ति

संयोजकता:- परमाणु के सबसे बाहरी कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों की संख्या

→ धातु (संयोजकता = बाहरी कोश के इलेक्ट्रोनों की संख्या)

यह 1, 2, 3 ही होती है।

→ अधातु (संयोजकता = 8-बाहरी कोश के इलेक्ट्रॉनों की संख्या)

उदाहरण– N - संयोजी इलेक्ट्रॉन = 5

संयोजकता = (8-5) = 3

Cl - संयोजी इलेक्ट्रॉन = 7

संयोजकता = (8-7) = 1

आवर्त्त सारणी में बाएँ से दाएँ जाने पर संयोजकता 1 से 4 तक बढ़ती है फिर घट कर 1 हो जाती है।
आवर्त्त सारणी में ऊपर से नीचे जाने पर संयोजकता एक ग्रुप में एक जैसी रहती है।

परमाणु आकार:-(i) परमाणु त्रिज्या को बताता है।

(ii) मापने की इकाई पीकोमीटर ($1pm = 10^{-12}$ मीटर)

बाएँ → दाएँ

ऊपर ↓ नीचे

आवर्त्त सारणी

परमाणु का आकार बढ़ता है
(कारण-हर आवर्त्त में एक नया कोश जुड़ता है।)

परमाणु का आकार (त्रिज्या) घटता है।
(कारण-नाभिक का आवेश बढ़ना)
↓
नाभिक और इलेक्ट्रॉन का खिंचाव बढ़ना
↓
आकार छोटा होना

धात्विक और अधात्विक गुण:-

आवर्त्त सारणी

बाई तरफ धातु	उपधातु	दाई तरफ अधातु
धात्विक गुण ↓ इलेक्ट्रॉन त्याग करने की प्रवृत्ति ↓ विद्युत धनात्मक	बोरोन सिलिकान जर्मेनियम आर्सेनिक एन्टीमनी टेल्यूरियम पोलोनियम	अधात्विक गुण ↓ इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने की प्रवृत्ति ↓ विद्युत ऋणात्मक

आवर्त्त सारणी में बाएँ से दाएँ जाने पर
धात्विक गुण घटता है
(कारण- प्रभावी नाभिकीय आवेश का बढ़ना)

आवर्त्त सारणी में बाएँ से दाएँ जाने पर
अधात्विक गुण बढ़ता है
(कारण- परमाणु के आंकार का छोटा होना)

(Concept Map)

↓ आवर्त्त सारणी में ऊपर से नीचे जाने पर

धात्विक गुण बढ़ता है

कारण- प्रभावी नाभिकीय आवेश का घटना और बाह्यतम कक्षा के इलेक्ट्रॉन का आसानी से मुक्त होना।

↓ आवर्त्त सारणी में ऊपर से नीचे जाने पर

अधात्विक गुण घटता है

कारण- परमाणु का आकार बढ़ता है तथा इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने की क्षमता में कमी हो जाती है।

विद्युत ऋणात्मकता:- "किसी भी परमाणु के द्वारा इलेक्ट्रॉनों की जोड़ी को अपनी ओर खींचने की प्रवृत्ति है।"

→धातु (विद्युत धनात्मक), सबसे अधिक विद्युत धनात्मक तत्त्व-सीजियम (Cs)

→अधातु (विद्युत ऋणत्मक), सबसे अधिक विद्युत ऋणात्मक तत्त्व-फ्लोरीन (F)

ऑक्साइड:- (ऑक्सीजन के साथ बने यौगिक)

→धातु + ऑक्सीजन → धात्विक ऑक्साइड; अधातु + ऑक्सीजन→ अधात्विक आक्साइड

→धातु के ऑक्साइड (क्षारकीय); उदाहरण - Na_2O, CaO, MgO आदि

→अधातु के ऑक्साइड (अम्लीय); उदाहरण - CO_2, SO_2, NO_2 आदि

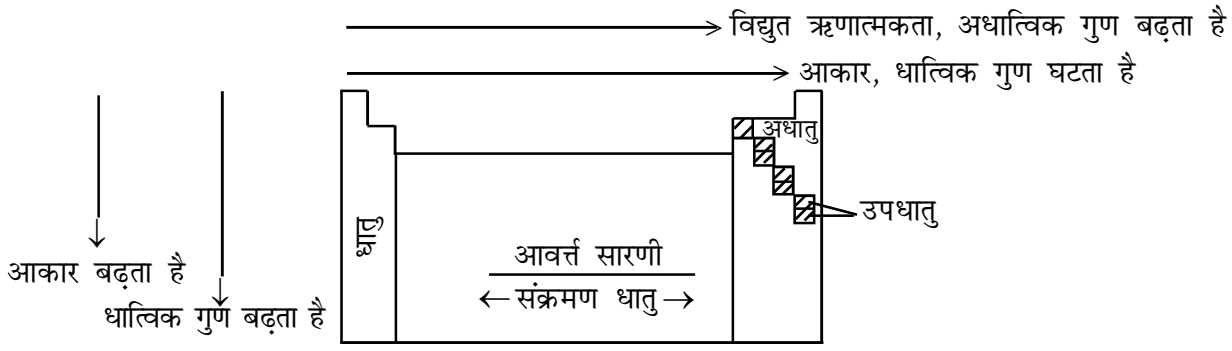
आवर्त्तिता:- आवर्त्त सारणी में एक निश्चित अंतराल के बाद तत्त्वों के गुणों में पाई जाने वाली समानता आवर्त्तिता कहलाती है।

* किसी भी कोश में इलेक्ट्रॉनों की अधिकत्तम संख्या = $2n^2$, जहाँ $n =$ नियत कोश की संख्या
  उदाहरण- $K\ shell\ (n=1)$, इलेक्ट्रॉनों की संख्या $= 2\times1^2 = 2$

* **आवर्त्त सारणी में किसी तत्त्व की पहचान:**-

संयोजी इलेक्ट्रॉन वर्ग या समूह संख्या को दर्शाता है
शेल की संख्या आवर्त्त को दर्शाती है।

उदाहरण:- सोडियम ($Z=11$)
इलेक्ट्रॉनिक विन्यास- 2, 8, 1
संयोजी इलेक्ट्रॉन की संख्या = 1
शेलों की संख्या = 3
∴ वर्ग या समूह = 1, आवर्त्त = 3



अध्याय-5

(Concept Map)

इलेक्ट्रॉनिक विन्यासः- इलेक्ट्रॉनों का विभिन्न कोशों में भरा जाना इलेक्ट्रॉनिक विन्यास कहलाता है।

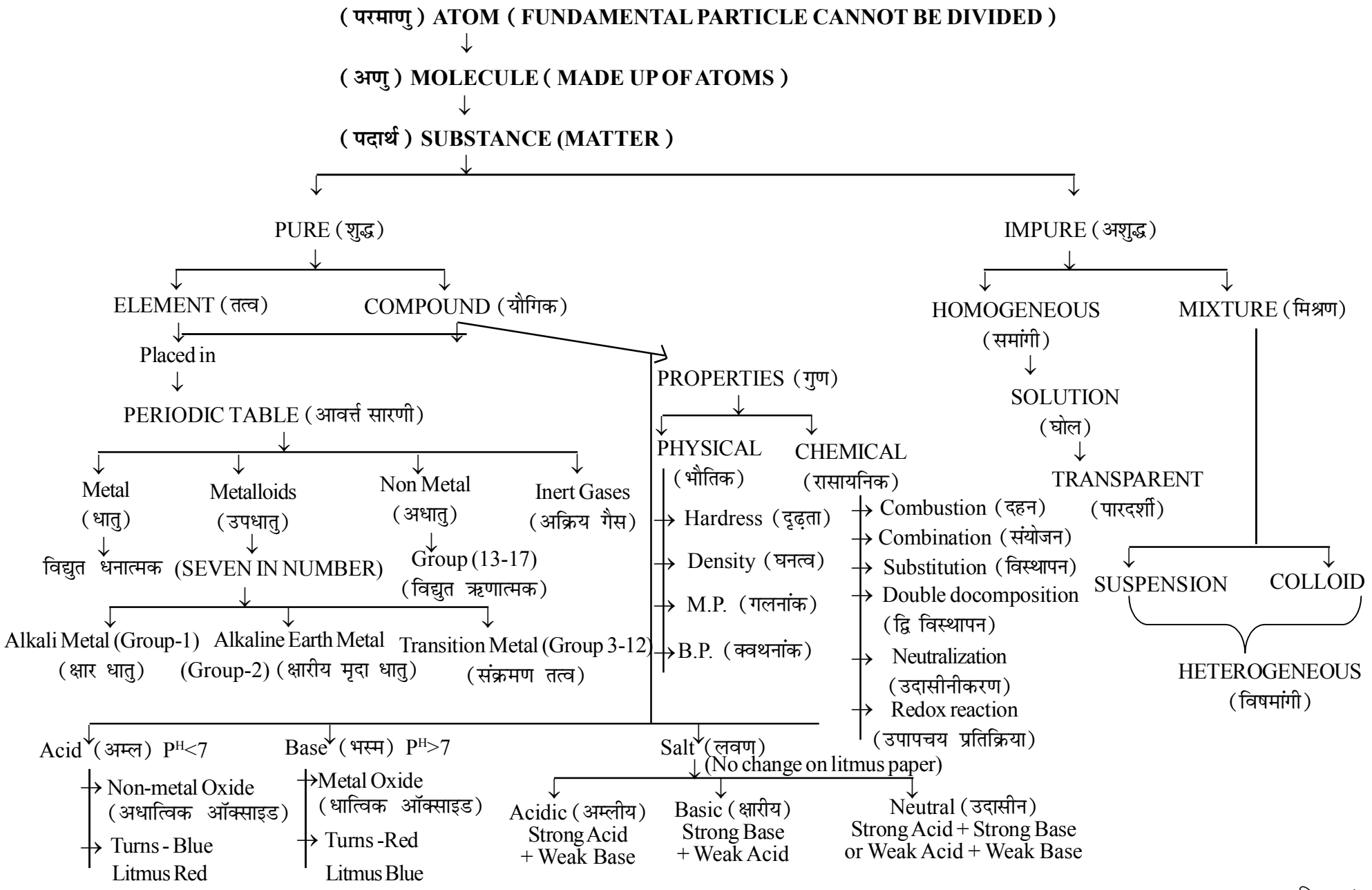
* तत्त्व की रासायनिक अभिक्रियाशीलता के बारे में आवर्त्त सारणी में उसकी स्थिति से बता सकते हैं।

* तत्त्व द्वारा निर्मित आबंध का प्रारूप, तत्त्व की संयोजकता इलेक्ट्रॉन से निर्धारित होती है।

आवर्त्त सारणी के प्रथम बीस तत्त्वों की संयोजकता, इलेक्ट्रॉनिक विन्यास तथा प्रकृति

तत्व/परमाणु संख्या	इलेक्ट्रॉनिक विन्यास	संयोजी इलेक्ट्रॉन	संयोजकता	प्रकृति
हाइड्रोजन (1)	(1)	1	1	अधातु
हीलियम (2)	(2)	2	0	अक्रिय गैस
लीथियम (3)	(2, 1)	1	1	धातु
बेरीलियम (4)	(2, 2)	2	2	धातु
बोरोन (5)	(2, 3)	3	3	उपधातु
कार्बन (6)	(2, 4)	4	4	अधातु
नाइट्रोजन (7)	(2, 5)	5	(8-5)=3	अधातु
ऑक्सीजन (8)	(2, 6)	6	(8-6)=2	अधातु
फ्लोरीन (9)	(2, 7)	7	(8-7)=1	अधातु
निओन (10)	(2, 8)	8	0	अक्रिय गैस
सोडियम (11)	(2, 8, 1)	1	1	धातु
मैग्नीशियम (12)	(2, 8, 2)	2	2	धातु
एलुमीनियम (13)	(2, 8, 3)	3	3	धातु
सिलिकान (14)	(2, 8, 4)	4	4	उपधातु
फास्फोरस (15)	(2, 8, 5)	5	(8-5)=3	अधातु
सल्फर (16)	(2, 8, 6)	6	(8-6)=2	अधातु
क्लोरीन (17)	(2, 8, 7)	7	(8-7)=1	अधातु
आर्गन (18)	(2, 8, 8)	8	0	अक्रिय गैस
पोटैशियम (19)	(2, 8, 8, 1)	1	1	धातु
कैल्शियम (20)	(2, 8, 8, 2)	2	2	धातु

समस्त पाठों का अवधारणात्मक मानचित्र (Concept Map)



समस्त पाठों का अवधारणात्मक मानचित्र (Concept Map)