

1. मॉड्यूल और इसकी संरचना का विवरण

मॉड्यूल विस्तार	
विषय शीर्षक	रसायन विज्ञान
पाठ्यक्रम शीर्षक	रसायन विज्ञान 01 (कक्षा XI, सेमेस्टर -1)
मॉड्यूल नाम / शीर्षक	तत्वों का वर्गीकरण एवं गुणधर्मों में आवर्तिता : भाग 3
मॉड्यूल आईडी	kech_10303
शर्तें	आवर्त नियम, परमाणु क्रमांक, इलेक्ट्रॉनिक विन्यास तथा आवर्त वर्गीकरण
उद्देश्य	<p>इस मॉड्यूल के अध्ययन के पश्चात्, विद्यार्थी निम्नलिखित में सक्षम होंगे:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. परमाणुओं के गुणों से संबंधित अवधारणाओं को संप्रेषित करने के लिए उपयुक्त वैज्ञानिक शब्दावली का प्रयोग करने में, यथा - परमाणु और आयनी त्रिज्या, आयनन एन्थैल्पी, विद्युत् ऋणात्मकता तथा इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी। 2. आयनन एन्थैल्पी और धात्विक गुण के बीच संबंध को स्पष्ट करने में। 3. तत्वों के भौतिक और रासायनिक गुणों में आवर्तिक प्रवृत्तियों को पहचानने में। 4. तत्वों की अभिक्रियाशीलता की तुलना करने और इसे उनकी उपस्थिति के साथ सहसंबंधित करने में।
संकेतक	परमाणु त्रिज्या, आयनी त्रिज्या, आयनन एन्थैल्पी, इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी, विद्युत् ऋणात्मकता, धात्विक और अधात्विक गुण, ऑक्सीकरण अवस्थाएं और रासायनिक अभिक्रियाशीलता

2. विकास दल

भूमिका	नाम	संबद्धता
राष्ट्रीय MOOC समन्वयक (NMC)	प्रो. अमरेन्द्र पी. बहेरा	सी आई ई टी, एन सी ई आर टी, नयी-दिल्ली
प्रोग्राम समन्वयक	डॉ. मोहम्मद मामूर अली	सी आई ई टी, एन सी ई आर टी, नयी-दिल्ली
कोर्स समन्वयक (CC)/PI	प्रो. आर. के. पाराशर	डी ई एस एम, एन सी ई आर टी, नयी-दिल्ली
कोर्स सह-समन्वयक / Co-PI	डॉ. ऐरुम खान	सी आई ई टी, एन सी ई आर टी, नयी-दिल्ली
विषय सामग्री विशेषज्ञ (SME)	श्रीमती सरोजिनी सिन्हा	सेठ आनंदराम जयपुरिया स्कूल, गाज़ियाबाद, उत्तर प्रदेश
समीक्षा दल	डॉ. सुलेख चन्द डॉ. ऐरुम खान	ज़ाकिर हुसैन कॉलेज, नयी-दिल्ली सी आई ई टी, एन सी ई आर टी, नयी-दिल्ली
अनुवादक	डॉ. मनोज कुमार सिंह	छंगाणी राजकीय मीरा कन्या महाविद्यालय, उदयपुर (राजस्थान)

विषय सूची :

1. परिचय: गुणधर्मों में आवर्त प्रवृत्ति
2. भौतिक गुणधर्मों में प्रवृत्ति
2. रासायनिक गुणधर्मों में प्रवृत्ति

1. परिचय: आवर्त सारिणी में यदि हम ऊपर से नीचे की तरफ जाएं या बाईं से दाईं ओर जाएं, तो तत्वों के भौतिक तथा रासायनिक गुणों में एक प्रारूप दिखाई देता है। किसी आवर्त में प्रथम वर्ग के धातुओं की रासायनिक क्रियाशीलता अधिक होती है, मध्य तक पहुंचकर यह कम हो जाती है और वर्ग 17 के अधातुओं पर पहुंचने पर यह उच्चतम हो जाती है। इसी तरह, क्षारीय धातुओं के वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर क्रियाशीलता बढ़ती है, जबकि अधातुओं के वर्ग में (जैसे- हैलोजन) ऊपर से नीचे जाने पर क्रियाशीलता घटती है। इस आवर्तिता को समझने के लिए परमाणु की संरचना एवं परमाणु के गुणधर्मों का अध्ययन आवश्यक है। यह मॉड्यूल तत्वों के भौतिक एवं रासायनिक गुणधर्मों में आवर्तिता को उनके इलेक्ट्रॉन की संख्या तथा ऊर्जा-स्तर के अनुसार स्पष्ट करेगा।

2. भौतिक गुणधर्मों में प्रवृत्ति : तत्वों के कई भौतिक गुण जैसे गलनांक, क्वथनांक, संलयन एवं वाष्पीकरण ऊष्मा, परमाणुवीकरण एंथैल्पी आदि आवर्ती परिवर्तन दर्शाते हैं, इस मॉड्यूल में हम केवल परमाणु एवं आयनिक त्रिज्याएं, आयनन एंथैल्पी (ionisation enthalpy), इलेक्ट्रॉन लब्धि एंथैल्पी (electron gain enthalpy) और विद्युत ऋणता (electro negativity) में आवर्त प्रवृत्ति का अध्ययन करेंगे।

परमाणु त्रिज्या

परमाणु का आकार बहुत ही छोटा (त्रिज्या $\approx 1.2 \text{ \AA} = 1.2 \times 10^{-10}$) होता है और परमाणु के चारों ओर इलेक्ट्रॉन अभ्र (electron cloud) की कोई स्पष्ट सीमा निर्धारित नहीं है। अतः परमाणु के आकार सही निर्धारण कभी नहीं किया जा सकता। हालांकि, किसी अधातु तत्व के एक परमाणु की त्रिज्या ज्ञात करने के लिए, जब वे एक सहसंयोजक अणु में एक एकल बंध से बंधे होते हैं, तो उनके दो परमाणुओं के बीच की दूरी से इसका आकलन किया जाना चाहिए और इस मान से, तत्व की 'सहसंयोजक त्रिज्या' की गणना की जा सकती है।

क्लोरीन अणु (Cl_2) में बंध दूरी 198 pm है और इस दूरी के आधे (99 pm) को क्लोरीन की परमाणविक त्रिज्या के रूप में लेते हैं। धातुओं के लिए, धात्विक क्रिस्टल में धातु कोशों को पृथक करने वाली अंतरा नाभिकीय दूरी के मान के आधे को धात्विक त्रिज्या (metallic radius) के रूप में लेते हैं। कॉपर धातु में दो निकटस्थ कॉपर परमाणुओं के बीच की दूरी 256 pm है, अतः कॉपर के लिए धात्विक त्रिज्या का मान 128 pm होगा।

संशय से बचने के लिए, सहसंयोजी त्रिज्या तथा धात्विक त्रिज्या दोनों के लिए केवल परमाण्वीय त्रिज्या (atomic radius) पद का प्रयोग किया गया है, चाहे वह तत्व अधातु हो या धातु। परमाण्वीय त्रिज्या को X-किरणों तथा अन्य स्पैक्ट्रोस्कोपिक विधि से मापा जा सकता है। कुछ तत्वों की परमाणु त्रिज्या का मान सारिणी 1 और सारिणी 2 में दिये गये हैं। दो प्रकार की प्रवृत्तियां संभव हैं। ये प्रवृत्तियां नाभिकीय आवेश तथा ऊर्जा स्तर से स्पष्ट की जा सकती हैं। आवर्त में दाईं ओर बढ़ने पर परमाणु त्रिज्या सामान्यतः घटती है, जैसा द्वितीय आवर्त के तत्वों के लिए चित्र 1 में दर्शाया गया है। इसका कारण यह है कि आवर्त में दाईं ओर जाने पर परमाणु क्रमांक बढ़ने पर बाह्य इलेक्ट्रॉन उसी संयोजी कोश में जुड़ता है जिसके फलस्वरूप उनके नाभिकीय आवेश वृद्धि होती है तथा परिणामस्वरूप

इलेक्ट्रॉन, नाभिक के द्वारा और अधिक आकर्षित होते हैं। अतः परमाणु त्रिज्या में कमी पायी जाती है।

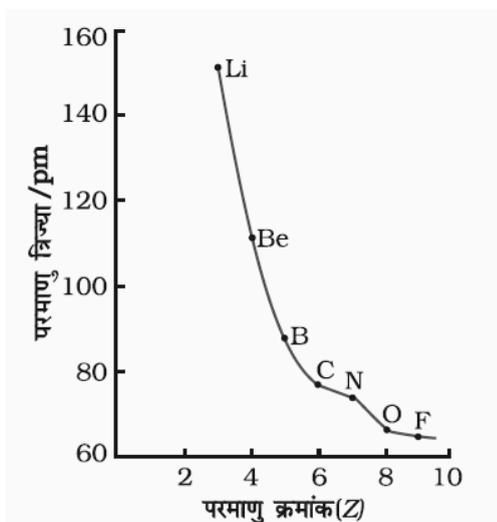
सारिणी 1 आवर्त में परमाणु त्रिज्या के मान (पीकोमीटर) (pm)

परमाणु (आवर्त II)	Li	Be	B	C	N	O	F
परमाणु त्रिज्या	152	111	88	77	74	66	64
परमाणु (आवर्त III)	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
परमाणु त्रिज्या	186	160	143	117	110	104	99

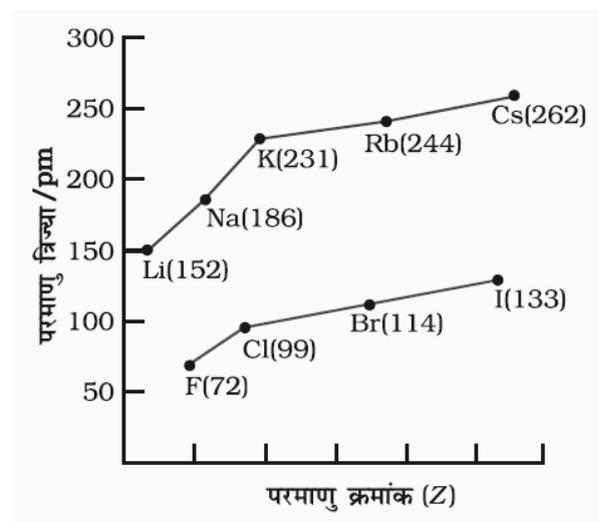
सारिणी 2 वर्ग में परमाणु त्रिज्या का मान (पीकोमीटर)

परमाणु (वर्ग I)	परमाणु त्रिज्या	परमाणु (वर्ग 17)	परमाणु त्रिज्या
Li	152	F	64
Na	186	Cl	99
K	231	Br	114
Rb	244	I	133
Cs	262	At	140

आवर्त सारिणी के एक वर्ग (ऊर्ध्वाधर स्तंभ) के भीतर, परमाणु त्रिज्या नियमित रूप से बढ़ती है क्योंकि परमाणु क्रमांक बढ़ता है जैसा कि चित्र 2 में दर्शाया गया है (क्षार धातुओं और हैलोजन के लिए)। एक वर्ग में ऊपर से नीचे तक, मुख्य क्वांटम संख्या (n) बढ़ती है, संयोजी इलेक्ट्रॉन नाभिक से दूर होते जाते हैं क्योंकि वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर ये नये कोश में प्रविष्ट होते हैं। आंतरिक ऊर्जा स्तर इलेक्ट्रॉनों से पूरी तरह से भरा होता है, जो कवच के रूप में बाह्य इलेक्ट्रॉनों पर नाभिक का आकर्षण कम कर देते हैं। इस प्रकार, परमाणु का आकार बढ़ता जाता है, जो परमाणु त्रिज्या के रूप में परिलक्षित होता है।



चित्र 1 द्वितीय आवर्त में परमाणु क्रमांक के साथ तत्वों की परमाणु त्रिज्या में परिवर्तन



चित्र 2 परमाणु क्रमांकों के साथ क्षारीय धातुओं तथा हैलोजनों की परमाणु त्रिज्याओं में परिवर्तन

[नोट: एकल परमाणु होने के कारण उत्कृष्ट गैसों की परमाणु त्रिज्या पर विचार नहीं किया गया है; उनके मान (अबंधित त्रिज्या) बहुत अधिक होते हैं। वास्तव में उत्कृष्ट गैसों की त्रिज्या तुलना दूसरे तत्वों की सहसंयोजक त्रिज्या से न करके वान्डरवाल्स त्रिज्या से करनी चाहिए।]

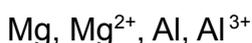
b) आयनी त्रिज्या

यदि परमाणु से एक इलेक्ट्रॉन निकाल दिया जाए तो धनायन बनता है, जबकि एक इलेक्ट्रॉन वृद्धि हो तो परमाणु ऋणायन बन जाता है। आयनिक क्रिस्टल में आयनी त्रिज्या का आकलन धनायनों एवं ऋणायनों के बीच की दूरी के मापन से किया जा सकता है। सामान्यतः तत्वों की आयनी त्रिज्या भी परमाणु त्रिज्या के समान ही प्रवृत्ति दर्शाती है।

धनायन आकार में अपने जनक परमाणु (parent atom) से छोटा होता है क्योंकि इसमें इलेक्ट्रॉनों की संख्या कम होती है, जबकि नाभिकीय आवेश, जनक परमाणु जैसा ही रहता है। ऋणायन का आकार जनक परमाणु से अधिक होता है, क्योंकि एक या अधिक अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन होने से इलेक्ट्रॉनों में प्रतिकर्षण बढ़ता है और प्रभावी नाभिकीय आवेश में कमी आती है। इस प्रकार बाह्यतम इलेक्ट्रॉन नाभिक द्वारा अधिक आकर्षित नहीं होते हैं और इसलिए आयनों के आकार में वृद्धि देखी जाती है। फ्लोराइड आयन (F⁻) की आयनी त्रिज्या 136 pm है, जबकि, फ्लुओरीन की परमाणु त्रिज्या केवल 64 pm है। दूसरी ओर, सोडियम आयन (Na⁺) की त्रिज्या का मान 95 pm है, जबकि सोडियम तत्व की परमाणु त्रिज्या 186 pm होती है।

समइलेक्ट्रॉनी स्पीशीज़: परमाणु तथा आयन जिनमें इलेक्ट्रॉनों की संख्या समान होती है, तो वे समइलेक्ट्रॉनी स्पीशीज़ (isoelectronic species) कहलाते हैं। O²⁻, F⁻, Na⁺, एवं Mg²⁺, प्रत्येक में 10 इलेक्ट्रॉन हैं और इसलिए समइलेक्ट्रॉनी स्पीशीज़ हैं। यद्यपि, उनकी त्रिज्याएं भिन्न-भिन्न होंगी, क्योंकि प्रत्येक का नाभिकीय आवेश भिन्न है। साथ ही, अधिक धनावेशित धनायन की आयनी त्रिज्या कम होगी, क्योंकि इनके नाभिक तथा इलेक्ट्रॉनों के बीच आकर्षण अधिक होगा। अधिक ऋणावेशित ऋणायन की आयनी त्रिज्या का मान अधिक होगा, क्योंकि इलेक्ट्रॉनों के बीच कुल प्रतिकर्षण का प्रभाव नाभिकीय आवेश से अधिक हो जाएगा तथा आयन आकार में बढ़ जाएगा।

प्रश्न 1: निम्नलिखित स्पीशीज़ में किसकी त्रिज्या अधिकतम तथा किसकी त्रिज्या न्यूनतम होगी?



हल: आवर्त में बाईं से दाईं ओर बढ़ने पर परमाणु त्रिज्या कम होती है। धनायन अपने जनक परमाणु की तुलना में छोटा होता है। समइलेक्ट्रॉनी स्पीशीज़ में अधिक नाभिकीय आवेश वाली स्पीशीज़ की त्रिज्या कम होती है। अतः अधिकतम त्रिज्या वाली स्पीशीज़ Mg तथा न्यूनतम त्रिज्या वाली स्पीशीज़ Al³⁺ होगी।

c) आयनन एन्थैल्पी

तत्वों द्वारा इलेक्ट्रॉन त्यागने की प्रवृत्ति के मात्रात्मक आकलन 'आयनन एन्थैल्पी' (Ionisation Enthalpy) कहा जाता है। विलगित गैसीय परमाणु (isolated gaseous atom) की तलस्थ अवस्था (ground state) से बाह्यतम इलेक्ट्रॉन को बाहर निकालने में आवश्यक ऊर्जा को उस तत्व की 'आयनन एन्थैल्पी' कहते हैं। दूसरे शब्दों में, किसी तत्व (M) की प्रथम आयनन एन्थैल्पी का मान एन्थैल्पी परिवर्तन (ΔH) है, जो नीचे दिए गए समीकरण में दर्शाया गया है।

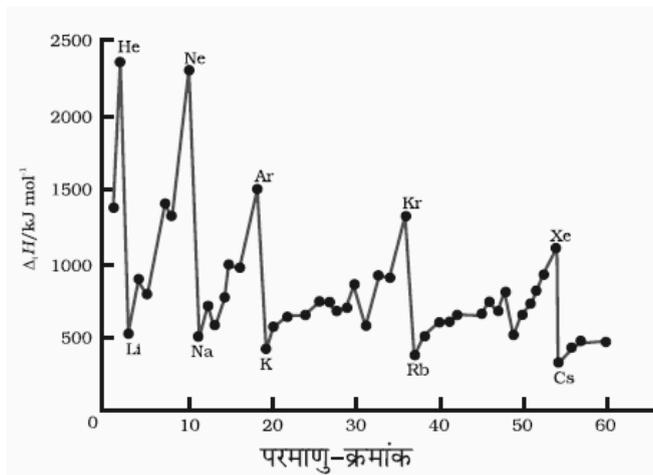


आयनन एन्थैल्पी को सामान्यतः किलो जूल प्रति मोल (kJ mol⁻¹) इकाई में व्यक्त किया जाता है। दूसरी आयनन एन्थैल्पी को दूसरे सबसे शिथिल इलेक्ट्रॉन को हटाने के लिए आवश्यक ऊर्जा के रूप में परिभाषित किया जा सकता है; यह नीचे समीकरण में दिखाई गई अभिक्रिया को पूर्ण होने के लिए आवश्यक ऊर्जा है।



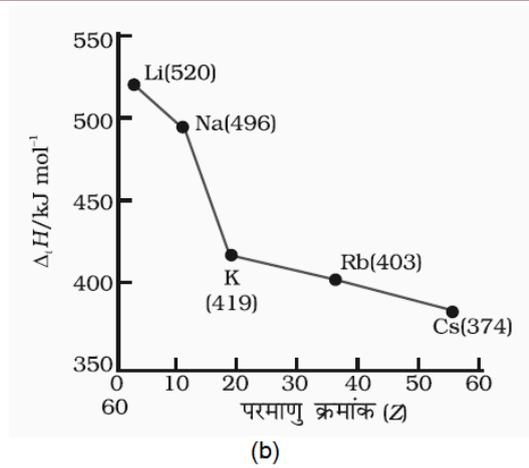
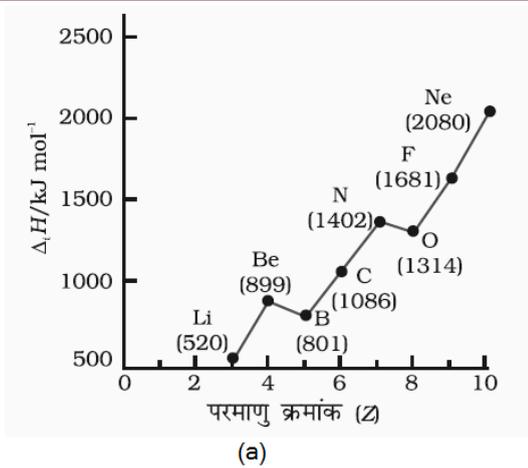
परमाणु से इलेक्ट्रॉन को पृथक करने में हमेशा ऊर्जा की आवश्यकता होती है और इसलिए आयनन एन्थैल्पी हमेशा धनात्मक होती है। द्वितीय आयनन एन्थैल्पी, प्रथम आयनन एन्थैल्पी से अधिक होगी, क्योंकि उदासीन परमाणु की तुलना में धनावेशित आयन से इलेक्ट्रॉन को पृथक करना अधिक कठिन होता है। इसी प्रकार तृतीय आयनन एन्थैल्पी, द्वितीय आयनन एन्थैल्पी से अधिक होगी और इसी तरह आगे। 'आयनन एन्थैल्पी' पद को यदि विनिर्दिष्ट (specified) नहीं किया गया है, तो इसे प्रथम आयनन एन्थैल्पी समझना चाहिए।

परमाणु क्रमांक 60 तक वाले तत्वों की प्रथम आयनन एन्थैल्पी का वक्र चित्र 3 में दर्शाया गया है। ग्राफ में आवर्तिता उल्लेखनीय है। आप पायेंगे कि उत्चिष्ठ पर उत्कृष्ट गैसों हैं, जिनके इलेक्ट्रॉन कोश पूर्ण हैं और इलेक्ट्रॉनिक विन्यास बहुत ही स्थायी हैं। दूसरी ओर, वक्र के निम्निष्ठ पर क्षारीय धातुएं स्थित हैं तथा इनकी अल्प आयनन एन्थैल्पी को क्षारीय धातुओं की अति क्रियाशीलता से सम्बन्धित कर के देखा जा सकता है।



चित्र 3 1 से 60 परमाणु-क्रमांकों वाले तत्वों के प्रथम आयनन एन्थैल्पी के मानों में परिवर्तन

ऊपर चित्र 3 में दो प्रवृत्तियां ध्यानाकर्षित करती हैं, आवर्त में बाईं से दाईं तरफ बढ़ने पर तत्वों के प्रथम आयनन एन्थैल्पी के मानों में सामान्यतः वृद्धि होती है तथा जब हम वर्ग में नीचे की ओर बढ़ते हैं, तब उनके मानों में कमी आती है। आवर्त सारिणी के द्वितीय आवर्त तथा प्रथम वर्ग के तत्वों में इस प्रकार की प्रवृत्ति क्रमशः चित्र 4(a) और 4(b) में स्पष्ट रूप से दिखती है। आयनन एन्थैल्पी और परमाणु त्रिज्या निकटता से संबंधित गुणधर्म हैं। ये प्रवृत्तियां दो कारकों को ध्यान में रखते हुए समझी जा सकती है: (i) इलेक्ट्रॉनों का नाभिक के प्रति आकर्षण और (ii) इलेक्ट्रॉनों का एक दूसरे से प्रतिकर्षण। किसी परमाणु में संयोजी इलेक्ट्रॉन द्वारा अनुभव किया जाने वाला प्रभावी नाभिकीय आवेश, नाभिक पर वास्तविक आवेश से कम होगा क्योंकि हस्तक्षेप करने वाले कोर इलेक्ट्रॉनों की स्थिति, नाभिक तथा संयोजी इलेक्ट्रॉन के बीच आ जाने से संयोजी इलेक्ट्रॉनों का नाभिक से परिरक्षण (shielding) या आवरण (screening) हो जाता है।



चित्र 4(a) द्वितीय आवर्त के तत्त्वों के प्रथम आयनन एंथैल्पी मान, उन तत्त्वों के परमाणु-क्रमांक का फलन
चित्र 4(b) क्षारीय धातुओं के प्रथम आयनन एंथैल्पी मान उनके परमाणु का फलन

उदाहरण के लिए, लीथियम में 2s इलेक्ट्रॉन, 1s इलेक्ट्रॉनों की आंतरिक कोर द्वारा नाभिक से परिरक्षित हैं। फलस्वरूप, संयोजी इलेक्ट्रॉन एक शुद्ध धनात्मक का अनुभव करता है जो वास्तविक आवेश +3 से कम है। सामान्यतः परिरक्षण-प्रभाव तभी अत्यधिक प्रभावी होता है, जब आंतरिक कोश के कक्षक पूर्ण रूप से भरे होते हैं। इस प्रकार की स्थिति क्षारीय धातुओं में पाते हैं जिसमें बाह्यतम एकाकी ns इलेक्ट्रॉन से पहले कोश में उत्कृष्ट गैस का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास होता है। जब हम दूसरे आवर्त में लीथियम से फ्लुओरीन की ओर बढ़ते हैं तो क्रमिक इलेक्ट्रॉन एक ही मुख्य क्वांटम स्तर के कक्षक में जुड़ते हैं और इलेक्ट्रॉनों के आंतरिक कोर द्वारा नाभिकीय आवेश के परिरक्षण में इतनी वृद्धि नहीं होती कि नाभिक तथा इलेक्ट्रॉन के बीच बढ़ते हुए आकर्षण को पूरित कर सके। इस प्रकार, किसी आवर्त में, बढ़ता हुए नाभिकीय आवेश परिरक्षण से अधिक हो जाता है।

फलस्वरूप बाह्यतम इलेक्ट्रॉन अधिक दृढ़ता से बंध जाते हैं तथा आवर्त में आगे बढ़ने पर तत्त्वों के आयनन एन्थैल्पी के मानों में वृद्धि होती जाती है। वर्ग में नीचे की ओर बढ़ने पर बाह्यतम इलेक्ट्रॉन नाभिक से अधिक दूरी पर होते जाते हैं तथा आंतरिक इलेक्ट्रॉन के कारण नाभिक पर आवरण-प्रभाव अधिक होता है। ऐसी दशा में वर्ग में नीचे की ओर बढ़ने पर नाभिकीय आवेश की तुलना में आवरण-प्रभाव अधिक महत्वपूर्ण हो जाता है और बाह्यतम इलेक्ट्रॉन को निकालने के लिए कम ऊर्जा की आवश्यकता होती है चित्र 4 (a) से स्पष्ट है कि बोरॉन (Z= 5) के प्रथम आयनन एन्थैल्पी का मान बेरिलियम (Z= 4) के प्रथम आयनन एन्थैल्पी के मान से कम है, जबकि बोरॉन का नाभिकीय आवेश अधिक है। जब हम एक ही मुख्य क्वांटम ऊर्जा-स्तर पर विचार करते हैं, तो s- इलेक्ट्रॉन, p- इलेक्ट्रॉन की तुलना में नाभिक की ओर अधिक आकर्षित रहता है। बेरिलियम में आयनन के दौरान अलग किया जाने वाला इलेक्ट्रॉन, s- इलेक्ट्रॉन होगा, जबकि बोरॉन में आयनन के दौरान अलग किया जाने वाला इलेक्ट्रॉन, p- इलेक्ट्रॉन होगा। नाभिक की ओर 2s- इलेक्ट्रॉन का भेदन (penetration), 2p- इलेक्ट्रॉन की तुलना में अधिक होता है, इस प्रकार बोरॉन का 2p- इलेक्ट्रॉन बेरिलियम के 2s- इलेक्ट्रॉन की तुलना में आंतरिक क्रोड इलेक्ट्रॉनों द्वारा अधिक परिरक्षित (shielded) होता है। अतः बेरिलियम के 2s- इलेक्ट्रॉन की तुलना में बोरॉन का 2p- इलेक्ट्रॉन अधिक आसानी से पृथक हो जाता है। अतः बेरिलियम की तुलना में बोरॉन के प्रथम आयनन एन्थैल्पी का मान कम होगा। दूसरी अनियमितता- ऑक्सीजन के लिए प्रथम आयनन एन्थैल्पी का मान नाइट्रोजन के प्रथम आयनन एन्थैल्पी के मान से कम है। इसका कारण यह है कि नाइट्रोजन में तीनों बाह्यतम 2p इलेक्ट्रॉन विभिन्न p-कक्षकों में वितरित हैं (हुंड का नियम) और प्रत्येक p-कक्षक आधा भरा हुआ है, जबकि ऑक्सीजन के चारों 2p- इलेक्ट्रॉनों में से दो 2p- इलेक्ट्रॉनों के एक ही 2p- कक्षक में होने से इलेक्ट्रॉन प्रतिकर्षण बढ़ जाता है। फलस्वरूप नाइट्रोजन के तीनों 2p- इलेक्ट्रॉनों में से एक

इलेक्ट्रॉन को पृथक करने की बजाय ऑक्सीजन के चारों 2p- इलेक्ट्रॉनों में से चौथे इलेक्ट्रॉन को अलग करना आसान हो जाता है।

प्रश्न 2 : तीसरे आवर्त के तत्वों Na, Mg और Si की प्रथम आयनन एन्थैल्पी ($\Delta_i H$) का मान क्रमशः 496, 737, और 786 kJ mol⁻¹ है। ऐलुमीनियम की प्रथम आयनन एन्थैल्पी ($\Delta_i H$) का मान 575 या 760 kJ mol⁻¹ में से किसके अधिक पास होगा, पूर्वानुमान कीजिए और उचित कारण बताइए।

हल: ऐलुमीनियम की प्रथम आयनन एन्थैल्पी ($\Delta_i H$) का मान 575 kJ mol⁻¹ के अधिक पास होगा।

ऐलुमीनियम की प्रथम आयनन एन्थैल्पी ($\Delta_i H$) मान मैग्नीशियम के मान से कम होना चाहिए, क्योंकि 3s- इलेक्ट्रॉनों के द्वारा 3p- इलेक्ट्रॉन नाभिक से परिरक्षित होते हैं।

d) इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी

जब किसी उदासीन गैसीय परमाणु (माना कि X) में इलेक्ट्रॉन जोड़ कर ऋणायन में परिवर्तित किया जाता है, तो इस प्रक्रम में हुए एन्थैल्पी परिवर्तन को उस तत्व की 'इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी ($\Delta_{eg} H$)' कहते हैं। यह एन्थैल्पी इस तथ्य की माप कही जा सकती है कि किस सरलता से परमाणु इलेक्ट्रॉन को ग्रहण करके ऋणायन बना लेता है जिसे समीकरण में दर्शाया गया है- μ



परमाणु द्वारा इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने का प्रक्रम ऊष्माक्षेपी (exothermic) अथवा ऊष्माशोषी (endothermic) होगा, यह तत्व की प्रकृति पर निर्भर करता है। उदाहरणार्थ, 17वें वर्ग के तत्वों (हैलोजन) की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का मान अत्यधिक ऋणात्मक होता है क्योंकि मात्र एक इलेक्ट्रॉन ग्रहण करके वे स्थायी उत्कृष्ट गैस का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास प्राप्त कर लेते हैं। दूसरी तरफ, उत्कृष्ट गैसों की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का मान अत्यधिक धनात्मक होता है, क्योंकि इलेक्ट्रॉन को वर्तमान क्वांटम स्तर से अगले क्वांटम स्तर में प्रवेश करना पड़ता है जो बहुत ही अस्थायी इलेक्ट्रॉनिक विन्यास होगा।

उल्लेखनीय है कि उत्कृष्ट गैसों के पहले जो तत्व आवर्त सारणी में दाईं तरफ ऊपर की ओर स्थित हैं, उनके लिए इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का मान अत्यधिक ऋणात्मक होता है। आयनन एन्थैल्पी की तुलना में इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी के परिवर्तन का क्रम कम नियमित है। सामान्य नियम के अनुसार आवर्त सारणी के आवर्त में जब हम दाईं तरफ बढ़ते हैं, तब बढ़ते हुए परमाणु क्रमांक के साथ इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी अधिक ऋणात्मक होती है। आवर्त सारणी में बाईं से दाईं ओर जाने पर प्रभावी नाभिकीय आवेश में वृद्धि होती है और फलस्वरूप छोटे परमाणु में इलेक्ट्रॉन का जोड़ना सरल होता है क्योंकि प्रविष्ट हुआ इलेक्ट्रॉन धनावेशित नाभिक के सन्निकट होगा। वर्ग में नीचे की ओर बढ़ने पर इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का मान कम ऋणात्मक होता जाता है क्योंकि परमाणु आकार बढ़ता है तथा प्रविष्ट हुआ इलेक्ट्रॉन नाभिक से दूर होगा। इसी प्रकार की प्रवृत्ति सामान्यतः आवर्त सारणी में देखने को मिलती है (सारणी 3)।

यद्यपि, ऑक्सीजन या फ्लुओरीन के लिए इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का मान उनके उत्तरवर्ती तत्वों से कम ऋणात्मक है क्योंकि जब ऑक्सीजन तथा फ्लुओरीन परमाणुओं में इलेक्ट्रॉन प्रवेश करते हैं, तब ग्रहण किया गया इलेक्ट्रॉन निम्न क्वांटम संख्या वाले ऊर्जा स्तर $n = 2$ में प्रवेश करता है। इस प्रकार इसी क्वांटम ऊर्जा स्तर में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों द्वारा अधिक प्रतिकर्षण होता है। क्वांटम स्तर $n = 3$ (S या Cl) में प्रवेश कराया गया इलेक्ट्रॉन दिक्स्थान में अधिक स्थान घेरता है। इस प्रकार इलेक्ट्रॉन - इलेक्ट्रॉन प्रतिकर्षण बहुत कम हो जाता है।

सारिणी 3 मुख्य वर्ग के कुछ तत्वों की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी* (kJ mol⁻¹)

वर्ग 1	$\Delta_{eg}H$	वर्ग 16	$\Delta_{eg}H$	वर्ग 17	$\Delta_{eg}H$	वर्ग 0	$\Delta_{eg}H$
H	- 73					He	+ 48
Li	- 60	O	- 141	F	- 328	Ne	+ 116
Na	- 53	S	- 200	Cl	- 349	Ar	+ 96
K	- 48	Se	- 195	Br	- 325	Kr	+ 96
Rb	- 47	Te	- 190	I	- 295	Xe	+ 77
Cs	- 46	Po	- 174	At	- 270	Rn	+ 68

प्रश्न 3 : P, S, Cl तथा F में से किसकी अधिकतम ऋणात्मक इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी तथा किसकी न्यूनतम इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी होगी? अपने उत्तर को समझाएं।

हल : आवर्त में बाईं से दाईं ओर बढ़ने पर इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी अधिक ऋणात्मक होती है। किसी वर्ग में नीचे की ओर बढ़ने पर कम ऋणात्मक होती है। हालांकि बड़े 3p कक्षक में इलेक्ट्रॉन प्रवेश कराने की तुलना में जब 2p कक्षक में इलेक्ट्रॉन प्रवेश कराया जाता है, तब इलेक्ट्रॉन - इलेक्ट्रॉन प्रतिकर्षण अधिक होता है। अतः सर्वाधिक ऋणात्मक इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी क्लोरीन की होगी तथा सबसे कम इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी फॉस्फोरस की होगी।

(e) विद्युत् ऋणात्मकता

परमाणु के रासायनिक यौगिक में सहसंयोजक आबंध के इलेक्ट्रॉन युग्म को अपनी ओर आकर्षित करने की योग्यता का गुणात्मक माप विद्युत् ऋणात्मकता है। आयनन एन्थैल्पी और इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी की तरह यह मापने योग्य नहीं है। तत्वों की विद्युत् ऋणात्मकता के लिए कई संख्या-सूचक पैमाने जैसे- पॉलिंग पैमाना, मुलिकन जफे पैमाना, अलर्ड राचो

पैमाना विकसित हुए और पॉलिंग पैमाना व्यापक रूप से प्रयुक्त होता है। अमेरिकी वैज्ञानिक लीनियस पॉलिंग ने सन् 1922 में फ्लुओरीन की विद्युत् ऋणात्मकता को स्वेच्छित ढंग से 4.0 माना, इस तत्व की इलेक्ट्रॉनों को अपनी ओर आकर्षित करने की क्षमता सबसे अधिक मानी गयी। कुछ तत्वों की विद्युत् ऋणात्मकता के सन्निकट मान सारिणी 4 (a) और (b) में दिए गए हैं।

सारिणी 4 (a) विद्युत्-ऋणात्मकता का मान (पॉलिंग पैमाना)

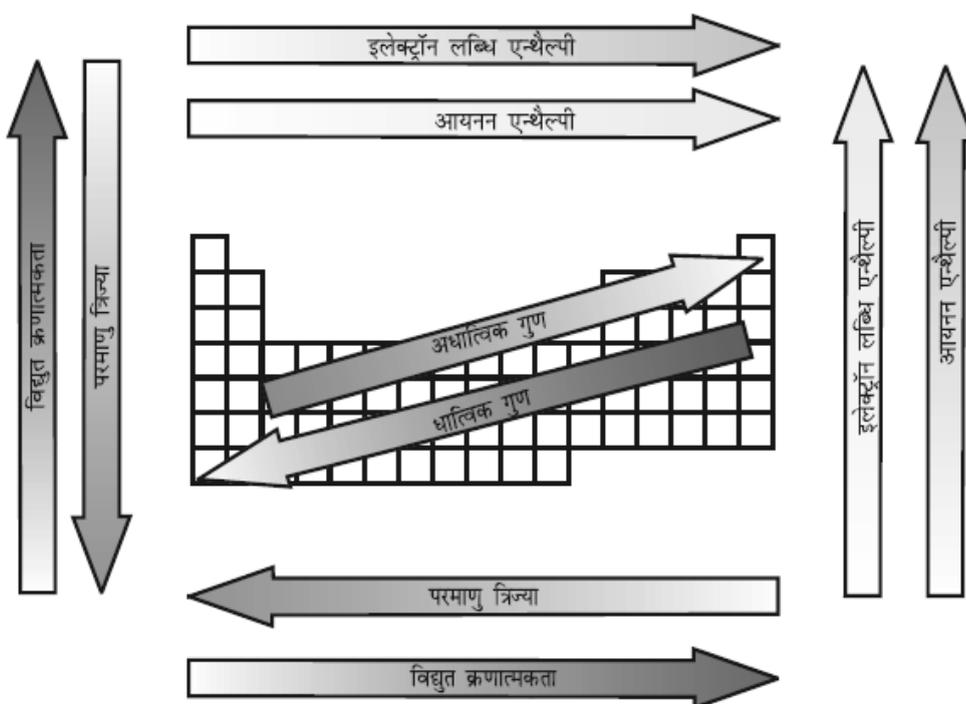
परमाणु (आवर्त II)	Li	Be	B	C	N	O	F
विद्युत्-ऋणात्मकता	1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
परमाणु (आवर्त III)	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
विद्युत्-ऋणात्मकता	0.9	1.2	1.5	1.8	2.1	2.5	3.0

सारिणी 4 (b) विद्युत्-ऋणात्मकता का मान (पॉलिंग पैमाना)

परमाणु (वर्ग I)	विद्युत्-ऋणात्मकता का मान	परमाणु (वर्ग 17)	विद्युत्-ऋणात्मकता का मान
Li	1.0	F	4.0
Na	0.9	Cl	3.0
K	0.8	Br	2.8
Rb	0.8	I	2.5
Cs	0.7	At	2.2

किसी दिए गए तत्व के लिए विद्युत्-ऋणात्मकता स्थिर नहीं होती है, इसके मान में परिवर्तन इस बात पर निर्भर करता है कि यह तत्व किस दूसरे तत्व से जुड़ा है और दो परमाणु आपस में किस प्रकार के बल से जुड़े हैं, इसका पूर्वानुमान विद्युत्-ऋणात्मकता मान से किया जा सकता है। आवर्त सारिणी में आवर्त में बाईं से दाईं तरफ (जैसे- लीथियम से फ्लुओरिन) जाने पर विद्युत्-ऋणात्मकता सामान्यतः बढ़ती है तथा वर्ग में नीचे (जैसे- फ्लुओरिन से ऐस्टैटीन) जाने पर कम होती है। आवर्त में परमाणु त्रिज्या के कम होने से बाह्यतम (या संयोजी) इलेक्ट्रॉनों और नाभिक में आकर्षण बढ़ता है। विद्युत्-ऋणात्मकता भी बढ़ती है। इसी तरह जब हम वर्ग में नीचे जाते हैं, तो परमाणु त्रिज्या बढ़ने के साथ-साथ विद्युत्-ऋणात्मकता कम होती जाती है। यह प्रवृत्ति आयनन एन्थैल्पी के समान है।

आवर्त में विद्युत् ऋणात्मकता बढ़ने के साथ ही तत्वों के अधातु गुणधर्मों में वृद्धि होती है (या धातु गुणधर्मों में कमी होती है)। इसी प्रकार वर्गों में नीचे जाने पर विद्युत्-ऋणात्मकता कम होने से तत्वों के अधातु गुणधर्मों में कमी आती है (या धातु गुणधर्मों में वृद्धि होती है)। इन सभी आवर्त प्रवृत्तियों को संक्षेप में चित्र 5 में दर्शाया गया है।



चित्र 5 आवर्त सारिणी में तत्वों की आवर्त प्रवृत्ति

3. रासायनिक गुणधर्मों में आवर्त प्रवृत्ति :

तत्त्वों के रासायनिक गुणधर्मों में बहुत सारी प्रवृत्तियाँ जैसे विकर्ण संबंध (diagonal relationship), अक्रिय युग्म प्रभाव (inert pair effect), लैंथेनाइड संकुचन (lanthanoide contraction) इत्यादि पर चर्चा हम प्रत्येक वर्ग के साथ आगामी इकाइयों में करेंगे। इस भाग में तत्त्वों की संयोजी अवस्था में आवर्तिता एवं दूसरे आवर्त में (लीथियम से फ्लुओरीन तक) असामान्य गुणधर्मों का अध्ययन हम करेंगे।

(a) संयोजकता में आवर्तता या ऑक्सीकरण अवस्थाएं

संयोजकता तत्त्वों का महत्वपूर्ण गुणधर्म है और इसे तत्त्व के इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के आधार पर समझा जा सकता है। संयोजकता सामान्यतः (हालांकि आवश्यक नहीं है) उस तत्त्व के बाह्यतम कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉनों की संख्या के बराबर होती है या आठ की संख्या में से बाह्यतम इलेक्ट्रॉनों की संख्या घटाने पर जो संख्या प्राप्त होती है, वही उस तत्त्व की संयोजकता कहलाती है। संयोजकता के स्थान पर अब ऑक्सीकरण अवस्था पद का प्रयोग होता है। ऐसे दो यौगिकों पर विचार करते हैं, जिनमें ऑक्सीजन है- OF_2 और Na_2O । इन यौगिकों में शामिल तीन तत्त्वों की विद्युत्-ऋणात्मकता का क्रम $\text{F} > \text{O} > \text{Na}$ है। फ्लुओरीन का बाह्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $2s^2 2p^5$ है। इसका प्रत्येक परमाणु OF_2 अणु में ऑक्सीजन के एक इलेक्ट्रॉन के साथ संयोजन करता है। उच्चतम विद्युत् ऋणी तत्त्व होने के कारण फ्लुओरीन की ऑक्सीकरण अवस्था -1 है। चूंकि इस अणु में दो फ्लुओरीन परमाणु हैं, ऑक्सीजन जिसका बाह्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $2s^2 2p^4$ है, फ्लुओरीन परमाणु के साथ दो इलेक्ट्रॉनों का संयोजन करता है और इसीलिए इसकी ऑक्सीकरण अवस्था -2 है। Na_2O अणु में ऑक्सीजन परमाणु अधिक विद्युत् ऋणात्मक होने के कारण इलेक्ट्रॉन ग्रहण करता है तथा प्रत्येक सोडियम परमाणु एक इलेक्ट्रॉन देता है और, इसलिए ऑक्सीकरण अवस्था -2 को दर्शाता है। दूसरी ओर सोडियम, जिसका बाह्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $3s^1$ है, एक इलेक्ट्रॉन ऑक्सीजन को देता है और इस प्रकार इसकी ऑक्सीकरण अवस्था +1 है। अतः विद्युत् ऋणात्मकता का ध्यान रखते हुए किसी यौगिक विशेष में तत्त्व के किसी परमाणु द्वारा अन्य परमाणु के आवेश की संख्या ग्रहण करने को उसकी 'ऑक्सीकरण अवस्था' कहते हैं।

प्रश्न 4 : आवर्त सारणी का उपयोग करते हुए, निम्नलिखित युग्मों वाले तत्त्वों के संयोग से बने यौगिकों के अणु-सूत्र की प्रागुक्ति कीजिए- (i) सिलिकॉन एवं ब्रोमीन और (ii) ऐलुमिनियम तथा सल्फर।

हल : (i) सिलिकॉन आवर्त सारणी के 14वें वर्ग का तत्त्व है, जिसकी संयोजकता 4 है; ब्रोमीन हैलोजन परिवार (17वां वर्ग) का सदस्य है, की संयोजकता 1 है। अतः यौगिक का अणुसूत्र SiBr_4 होगा।

(ii) ऐलुमिनियम 13वें वर्ग का तत्त्व है, जिसकी संयोजकता 3 है; सल्फर 16वें वर्ग का तत्त्व है, जिसकी संयोजकता 2 है। अतः ऐलुमिनियम तथा सल्फर से बने यौगिक का अणु सूत्र Al_2S_3 होगा।

हाइड्राइड तथा ऑक्साइड में तत्त्वों की संयोजकता की आवर्त प्रवृत्ति को सारिणी 5 में दर्शाया गया है। बहुत से तत्त्व ऐसे भी हैं, जो परिवर्ती संयोजकता प्रदर्शित करते हैं। परिवर्ती संयोजकता संक्रमण तत्त्वों एवं एक्टिनोइड्स का एक विशेष अभिलक्षण है।

सारिणी 5 यौगिकों के सूत्रों द्वारा दर्शाए गए तत्त्वों की संयोजकता में आवर्त-प्रवृत्ति

समूह	1	2	13	14	15	16	17
हाइड्राइड का सूत्र	LiH NaH KH	CaH ₂	B ₂ H ₆ AlH ₃	CH ₄ SiH ₄ GeH ₄ SnH ₄	NH ₃ PH ₃ AsH ₃ SbH ₃	H ₂ O H ₂ S H ₂ Se H ₂ Te	HF HCl HBr HI
ऑक्साइड का सूत्र	Li ₂ O Na ₂ O K ₂ O	MgO CaO SrO BaO	B ₂ O ₃ Al ₂ O ₃ Ga ₂ O ₃ In ₂ O ₃	CO ₂ SiO ₂ GeO ₂ SnO ₂ PbO ₂	N ₂ O ₃ , N ₂ O ₅ P ₄ O ₆ , P ₄ O ₁₀ As ₂ O ₃ , As ₂ O ₅ Sb ₂ O ₃ , Sb ₂ O ₅ Bi ₂ O ₃ -	SO ₃ SeO ₃ TeO ₃ -	- Cl ₂ O ₇ - -

(b) द्वितीय आवर्त के तत्त्वों के गुणधर्मों में असंगतता

प्रत्येक वर्ग के प्रथम तत्त्व वर्ग 1 (लीथियम), वर्ग 2 (बेरिलियम) और वर्ग 13-17 (बोरॉन से फ्लुओरीन) अपने वर्ग के अन्य सदस्यों से अनेक पहलुओं में भिन्न हैं। उदाहरणार्थ, लीथियम अन्य क्षारीय धातुओं से तथा बेरिलियम अन्य क्षारीय मृदा धातुओं से भिन्न यौगिक बनाते हैं, जिनमें निश्चित तौर पर सहसंयोजक प्रकृति होती है, जबकि इन्हीं वर्गों के अन्य सदस्य प्रधानतः आयनिक यौगिक बनाते हैं। वास्तव में लीथियम तथा बेरिलियम क्रमशः अगले वर्गों के द्वितीय तत्त्व (जैसे- मैग्नीशियम और ऐलुमिनियम) से अधिक मिलते हैं। आवर्त गुणधर्मों में इस तरह की तुल्यता को 'विकर्ण संबंध' (diagonal relationship) कहते हैं।

गुण	तत्त्व		
धात्विक त्रिज्या M/ pm	Li	Be	B
	152	111	88
आयनी त्रिज्या M ⁿ⁺ / pm	Na	Mg	Al
	186	160	143
	Li	Be	
	76	31	
	Na	Mg	
	102	72	

तत्त्वों का छोटा आकार, अधिक आवेश/त्रिज्या अनुपात तथा अधिक विद्युत्-ऋणात्मकता, s- और p-ब्लॉक के प्रथम तत्त्व के वर्ग में अन्य सदस्यों की तुलना में भिन्न रासायनिक व्यवहार के कारण हो सकते हैं। साथ ही, वर्ग के प्रथम सदस्य में सिर्फ चार संयोजी कक्षक (2s और 2p) बंध बनाने के लिए उपलब्ध होते हैं, जबकि वर्गों के द्वितीय सदस्य हेतु 9 संयोजी कक्षक होते हैं (3s, 3p, 3d)। फलस्वरूप हर वर्ग के प्रथम सदस्य के लिए अधिकतम सहसंयोजकता चार है (उदाहरणार्थ- बोरॉन केवल [BF₄]⁻ बना सकता है, जबकि वर्ग के अन्य सदस्य अपने संयोजक कोश का विस्तार इलेक्ट्रॉनों के चार से अधिक जोड़ों को स्थान देने के लिए कर सकते हैं उदाहरणार्थ, ऐलुमिनियम [AlF₆]³⁻ बनाता है)। इतना ही नहीं, p ब्लॉक के तत्त्वों में वर्गों के प्रथम सदस्य स्वयं से (जैसे- C = C, C ≡ C, N = N, N ≡ N) एवम् द्वितीय आवर्त के अन्य सदस्यों (जैसे- C = O, C = N, C ≡ N, N = O) से pπ – pπ बंध बनाने की प्रबल योग्यता रखते हैं, जबकि वर्गों के उत्तरवर्ती सदस्य ऐसा नहीं कर पाते हैं।

प्रश्न 5 : क्या ऐलुमिनियम के यौगिक $[AlCl(H_2O)_5]_2$ में ऐलुमिनियम की ऑक्सीकरण अवस्था और सहसंयोजकता समान है?

हल : ऐलुमिनियम की ऑक्सीकरण अवस्था +3 और सहसंयोजकता 6 है।

(c) रासायनिक अभिक्रियाशीलता तथा आवर्तता

कुछ मौलिक गुण जैसे परमाणु एवम् आयनन त्रिज्या, आयनन एन्थैल्पी, इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी और संयोजकता, इलेक्ट्रॉनिक विन्यास से संबंधित हैं जो कि तत्वों के भौतिक एवं रासायनिक गुणधर्म के लिए उत्तरदायी है। अतः इन तत्वों के मौलिक गुण और रासायनिक क्रियाशीलता एक दूसरे से सम्बन्धित हैं। आवर्त में बाईं से दाईं ओर जाने पर परमाणु एवं आयनिक त्रिज्या घटती है जिसके फलस्वरूप आवर्त में आयनन एन्थैल्पी बढ़ती है (कुछ अपवादों को छोड़कर) तथा इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी और अधिक ऋणात्मक हो जाती है। इस प्रकार आवर्त में सबसे बाईं ओर के तत्व की आयनन एन्थैल्पी सबसे कम है और सबसे दाईं ओर के तत्व की इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी सबसे अधिक ऋणात्मक है, जिससे कि आवर्त सारणी में दोनों छोरों पर सबसे अधिक और मध्य में सबसे कम रासायनिक क्रियाशीलता होती है। (नोट: μ उत्कृष्ट गैसों में पूर्णतः भरे कोश होते हैं, अतः उनकी इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का मान धनात्मक होता है।) इस प्रकार, सबसे बाईं ओर अधिकतम रासायनिक क्रियाशीलता (क्षारीय धातुओं में) इलेक्ट्रॉन खोकर धनायन बनाकर प्रदर्शित होती है और सबसे दाईं ओर (हैलोजनों में) इलेक्ट्रॉन प्राप्त कर ऋणायन बनाकर प्रदर्शित होती है।

इस प्रकार, आवर्त सारणी में बाएं किनारे पर धात्विक गुण अधिकतम होता है, जबकि दाईं ओर जाने पर धात्विक गुण में कमी आती है, आवर्त में बाईं से दाईं ओर जाने पर अधात्विक गुण में बढ़ोतरी होती है। तत्वों की रासायनिक क्रियाशीलता उनकी ऑक्सीजन और हैलोजन के साथ क्रिया से प्रदर्शित की जा सकती है। आवर्त के दोनों किनारों के तत्व ऑक्सीजन से सरलतापूर्वक संयोग करके ऑक्साइड बनाते हैं। सबसे बाईं ओर के तत्वों के साधारण ऑक्साइड सबसे अधिक क्षारीय होते हैं (उदाहरणार्थ- Na_2O), जबकि सबसे दाईं ओर के तत्वों के ऑक्साइड सबसे अधिक अम्लीय (उदाहरणार्थ- μCl_2O_7) होते हैं। मध्य के तत्वों के ऑक्साइड उभयधर्मी (उदाहरणार्थ- Al_2O_3 , As_2O_3) या उदासीन (उदाहरणार्थ- CO , NO , N_2O) होते हैं। उभयधर्मी ऑक्साइड क्षारों के साथ अम्लीय और अम्लों के साथ क्षारीय व्यवहार करते हैं, जबकि उदासीन ऑक्साइड में अम्ल या क्षार का गुण नहीं होता है।

प्रश्न 6: जल से रासायनिक अभिक्रिया द्वारा दर्शाएं कि Na_2O एक क्षारीय एवं Cl_2O_7 एक अम्लीय ऑक्साइड है।

हल: Na_2O जल से अभिक्रिया करके प्रबल क्षार बनाता है, जबकि Cl_2O_7 प्रबल अम्ल बनाता है।



क्षारीय या अम्लीय गुण का गुणात्मक परीक्षण लिटमस पत्र से कर सकते हैं।

संक्रमण धातुओं (3d श्रेणी) के आवर्त में निरूपक तत्वों (s व p ब्लॉक) की तुलना में परमाणु त्रिज्या का परिवर्तन बहुत कम होता है। परमाणु त्रिज्या में परिवर्तन आंतरिक संक्रमण धातुओं (4f श्रेणी) के लिए और भी कम है। आयनन एन्थैल्पी के मान s व p ब्लॉक के तत्वों के मानों के मध्य है। अतः, संक्रमण धातु, वर्ग 1 और 2 की धातुओं की तुलना में कम विद्युत् धनीय हैं। किसी वर्ग के तत्वों में उनके परमाणु-क्रमांक बढ़ने के साथ सामान्यतः परमाणु तथा आयनी त्रिज्या बढ़ती है फलतः आयनन एन्थैल्पी क्रमिक रूप से घटती है और इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी में नियमित कमी [कुछ अपवाद तीसरे आवर्त के तत्वों में हैं, जिन्हें खण्ड 2 (d) μ में दर्शाया गया है।] होती है। इस प्रकार वर्ग में नीचे जाने पर धात्विक गुण बढ़ता है और अधात्विक गुण घटता है। संक्रमण तत्वों में विपरीत प्रवृत्ति पायी जाती है क्योंकि परमाणु आकार और आयनन एन्थैल्पी में अल्प परिवर्तन होता है।

4. सारांश

यह माँड्यूल परमाणु त्रिज्या, आयनन एन्थैल्पी, इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी, विद्युत् ऋणात्मकता, तथा संयोजकता, धात्विक गुण, अम्लीय व क्षारीय प्रकृति में आवर्तता की प्रवृत्ति से संबंधित है। किसी आवर्त में बाएं से दाएं जाने पर परमाणु त्रिज्या घटती है और वर्ग में परमाणु-क्रमांक के बढ़ने पर परमाणु त्रिज्या घटती है। आयनन एन्थैल्पी और विद्युत् ऋणात्मकता प्रायः आवर्त में बाएं से दाएं जाने पर बढ़ती है तथा वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर घटती है। इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी साधारणतः आवर्त में दाएं जाने पर और अधिक ऋणात्मक तथा वर्ग में नीचे जाने पर कम ऋणात्मक होती है। संयोजकता में भी आवर्तता पाई जाती है, उदाहरण के तौर पर μ निरूपक तत्त्वों में संयोजकता या तो बाह्यतम कक्षकों में इलेक्ट्रॉन की संख्या के बराबर होती है अथवा आठ में से इन इलेक्ट्रॉनों की संख्या घटाने से प्राप्त संख्या के बराबर। किसी भी आवर्त के दोनों किनारों पर रासायनिक क्रियाशीलता सबसे अधिक होती है और मध्य में यह सबसे कम होती है। आवर्त में सबसे दाईं ओर अधिक रासायनिक अभिक्रियाशीलता इलेक्ट्रॉन त्यागने की सुगमता (या कम आयनन एन्थैल्पी) के कारण होती है। किसी आवर्त में बाईं ओर के तत्त्व क्षारीय ऑक्साइड बनाते हैं, जबकि दाईं ओर के तत्त्व अम्लीय ऑक्साइड बनाते हैं। जो तत्त्व मध्य में हैं, वे उभयधर्मी ऑक्साइड या उदासीन ऑक्साइड बनाते हैं।