तत्वों का वर्गीकरण और तत्वों के गुणों में आवर्तता

मैंडलीफ का आवर्त नियम :- तत्वों के गुण उनके परमाणु भार के आवर्त फलन होते हैं।
मोसले, अंग्रेजी भौतिक विज्ञानी ने दिखाया कि परमाणु संख्या उसके परमाणु द्रव्यमान की तुलना में एक तत्व की अधिक मौलिक संपत्ति है। इसलिए, आवर्त सारणी में किसी तत्व की स्थिति उसके परमाणु द्रव्यमान की तुलना में उसके परमाणु क्रमांक पर निर्भर करती है।

आधुनिक आवर्त नियम: तत्वों के भौतिक और रासायनिक गुण उनके परमाणु क्रमांक के आवर्त फलन होते हैं।

तत्वों के प्रकार : s-, p-, d- और f- ब्लॉक.

मुख्य समूह तत्व / प्रतिनिधि तत्व:

s- ब्लॉक तत्व	**p- ब्लॉक तत्व**	**d- ब्लॉक तत्व**	**f - ब्लॉक तत्व**
समूह - 1 (क्षार धातु) और समूह -2 तत्व (क्षारीय पृथ्वी धातु) जिनमें क्रमशः ns^1 और ns^2 सबसे बाहरी इलेक्ट्रॉनिक विन्यास होते हैं।	वे समूह - 13 से 18 तक के हैं। सबसे बाहरी इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $ns^2\ np^{1-6}$ है। वह ($1s^2$) एक s-ब्लॉक तत्व है, लेकिन समूह 18 तत्वों ($ns^2\ np^6$) के साथ स्थित है क्योंकि इसमें पूरी तरह से वैलेंस शेल भरा हुआ है और इसके परिणामस्वरूप, अन्य महान गैसों के गुणों को प्रदर्शित करता है।	(संक्रमण तत्व) समूह 3 से 12 के बाहरी इलेक्ट्रॉनिक विन्यास (n - 1) d^{1-10} ns^{1-2} वाले तत्व हैं। चार संक्रमण श्रृंखलाएँ 3d, 4d, 5d और 6d हैं। 6d सीरीज अधूरी है। परमाणु त्रिज्या आम तौर पर एक अवधि के दौरान घट जाती है और जैसे-जैसे हम समूह में उतरते हैं वैसे-वैसे बढ़ती जाती है।	**(आंतरिक - संक्रमण श्रृंखला)** 4f - ऑर्बिटल्स के भरने की विशेषता वाले लैंथेनॉइड, $_{58}Ce$ to $_{71}Lu$ तक लैंथेनम के बाद के तत्व हैं। 5f - ऑर्बिटल्स को भरने वाले एक्टिनॉइड्स, $_{70}Th$ to $_{103}Lr$ तक एक्टिनियम का अनुसरण करने वाले तत्व हैं। विशेषता बाहरी इलेक्ट्रॉनिक कॉन्फ़िगरेशन है (n-2) f^{1-4} (n - 1) d^{0-1} ns^2.

नोबल गैसें: समूह 18 के गैसीय तत्वों को नोबल गैसें कहा जाता है। उत्कृष्ट गैसों का सामान्य बाह्यतम इलेक्ट्रॉनिक विन्यास (He को छोड़कर) $ns^2\ np^6$ है।

उसके पास असाधारण रूप से $1s^2$ विन्यास है। इस प्रकार उत्कृष्ट गैसों का सबसे बाहरी कोश पूरी तरह से भर जाता है।

आवर्तता : समान गुणों की नियमित अन्तरालों के बाद पुनरावृति आवर्त कहलाती है।

आवधिकता का कारण : तत्वों के गुण परमाणु क्रमांक बढ़ने पर तत्वों के समान इलेक्ट्रॉनिक विन्यास की आवधिक पुनरावृत्ति हैं।

परमाणु गुण: किसी तत्व के परमाणु की भौतिक विशेषताओं को परमाणु गुण कहा जाता है। परमाणु त्रिज्या, आयनिक त्रिज्या, आयनीकरण ऊर्जा, विद्युत-नकारात्मकता, इलेक्ट्रॉन आत्मीयता और संयोजकता आदि गुण परमाणु गुण कहलाते हैं।

परमाणु त्रिज्या - किसी भी तत्व के परमाणु में नाभिक के केंद्र से सबसे बाहरी कोश तक की दूरी को परमाणु त्रिज्या कहते हैं।

आवर्त - (a) आवर्त में तत्वों की परमाणु त्रिज्या बायें से दायें घटती है।
(b) समूह में - किसी समूह में ऊपर से नीचे जाने पर तत्वों की परमाणु त्रिज्या बढ़ती है।

सहसंयोजक त्रिज्या - किसी भी तत्व के दो समान परमाणुओं के बीच की आधी अंतर-नाभिकीय दूरी जो एक ही सहसंयोजक बंधन द्वारा एक दूसरे से सहसंयोजक बंधित होती है, सहसंयोजक त्रिज्या कहलाती है।

वैन डेर वाल की त्रिज्या: ठोस अवस्था में एक ही पदार्थ के दो पड़ोसी अणुओं से संबंधित दो समान आसन्न परमाणुओं के बीच के अंतर-नाभिकीय पृथक्करण को उस परमाणु की वैन डेर वाल की त्रिज्या कहा जाता है।

धात्विक त्रिज्या : धातु की एक घनी संकुलित जाली में दो आसन्न धातु परमाणुओं के नाभिकों के बीच की आधी दूरी इसकी धात्विक त्रिज्या कहलाती है।
वैन डेर वाल की त्रिज्या > धात्विक त्रिज्या > सहसंयोजक त्रिज्या

आयनिक त्रिज्या (Ionic Radius)- किसी आयन के केंद्र से प्रभावी दूरी जिस तक वह अपने इलेक्ट्रॉन बादल पर प्रभाव डालता है, उसकी आयनिक त्रिज्या कहलाती है।

एक धनायन छोटा होता है लेकिन आयन मूल परमाणु से बड़ा होता है। आइसो-इलेक्ट्रॉनिक प्रजातियों के मामले में, अधिक धनात्मक आवेश वाले धनायन की त्रिज्या छोटी होती है लेकिन अधिक ऋणात्मक आवेश वाले ऋणायन की त्रिज्या अधिक होती है।

आयनन एन्थैल्पी : आयनन एन्थैल्पी एक दाढ़ एन्थैल्पी परिवर्तन है जो किसी गैसीय चरण परमाणु या आयन से उसकी जमीनी अवस्था में एक इलेक्ट्रॉन को हटाने के साथ होता है। $M_{(g)} \rightarrow M^{+}_{(g)} + e^{-}$ इस प्रकार अभिक्रिया के लिए एन्थैल्पी परिवर्तन क्या तत्व M की आयनन एन्थैल्पी है। उत्तरोत्तर आयनन के लिए आयनन ऊर्जाओं की तरह, क्रमिक आयनन एन्थैल्पी को द्वितीय आयनन एन्थैल्पी($\Delta_r H_2$), तृतीय आयनन एन्थैल्पी ($\Delta_r H_3$)आदि भी कहा जा सकता है। आयनन एन्थैल्पी पद प्रथम आयनन एन्थैल्पी ($\Delta_r H_1$) के लिए लिया जाता है, जिसे kg mol^{-} या eV में व्यक्त किया जाता है.

आवधिकता:

(i) आम तौर पर आयनन एन्थैल्पी क्रम का पालन करती है (कुछ अपवाद हैं)
$(\Delta_r H_1)$ < $(\Delta_r H_2)$ < $(\Delta_r H_3)$
(ii) समूह में ऊपर से नीचे जाने पर आयनन एन्थैल्पी घटती है।
(iii) आवर्त में बायें से दायें जाने पर आयनन एन्थैल्पी बढ़ जाती है.

इलेक्ट्रॉन गेन एन्थैल्पी: इलेक्ट्रॉन गेन एन्थैल्पी मोलर एन्थैल्पी ($\Delta_{eg}H$) परिवर्तन है जब एक पृथक गैसीय परमाणु या आयन अपनी जमीनी अवस्था में एक इलेक्ट्रॉन को जोड़कर संबंधित आयन बनाता है, इस प्रकार प्रतिक्रिया के लिए थैलेपी परिवर्तन होता है;
$X_{(g)} + e^{-} \rightarrow X^{-}_{(g)}$
तत्व X की इलेक्ट्रॉन (Δ_{eg} H) लब्धि एन्थैल्पी कहलाती है। Δ_{eg} H धनात्मक या ऋणात्मक हो सकता है

दूसरे, तीसरे आदि इलेक्ट्रॉन के योग के क्रमागत मान, इन्हें द्वितीय, तृतीय आदि इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी कहते हैं। उदाहरण के लिए,

$X_{(g)} + e^- \rightarrow X^-_{(g)}$ $\Delta H = \Delta_{eg} H_1$ प्रथम इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी कहलाती है

$X^-_{(g)} + e^- \rightarrow X^{2-}_{(g)}$ $\Delta H = \Delta_{eg} H_2$ दूसरी इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी कहलाती है

$X^{2-}_{(g)} + e^- \rightarrow X^{3-}_{(g)}$ $\Delta H = \Delta_{eg} H_3$ तीसरी इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी कहलाती है

सामान्यतः इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी ($\Delta_{eg}H$) शब्द का अर्थ है प्रथम इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी।

आवधिकता:

(i) आवर्त में - आवर्त में बायें से दायें इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी बढ़ती है।

(ii) समूह में - समूह में ऊपर से नीचे तक इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी घटती है।

इलेक्ट्रोनगेटिविटी: "एक अणु में एक परमाणु की साझा इलेक्ट्रॉनों की जोड़ी को अपनी ओर आकर्षित करने की सापेक्ष प्रवृत्ति को इसकी इलेक्ट्रो-नकारात्मकता कहा जाता है

आवधिकता:

(i) आवर्त में - आवर्त में बायें से दायें विद्युत-ऋणात्मकता बढ़ती है।

(ii) समूह में - समूह में ऊपर से नीचे तक विद्युत ऋणात्मकता घटती जाती है।

संयोजकता इलेक्ट्रॉन : बाह्यतम कोश में उपस्थित इलेक्ट्रॉन संयोजकता इलेक्ट्रॉन कहलाते हैं। क्योंकि सबसे बाहरी कोश में इलेक्ट्रॉन किसी तत्व की संयोजकता निर्धारित करते हैं।

किसी तत्व की संयोजकता : किसी तत्व के एक परमाणु से संयोग करने वाले हाइड्रोजन या हैलोजन परमाणु की संख्या या ऑक्सीजन परमाणु की संख्या से दोगुनी संख्या को उसकी संयोजकता माना जाता है। संयोजकता की इलेक्ट्रॉनिक अवधारणा के अनुसार, "एक महान गैस विन्यास प्राप्त करने के लिए एक परमाणु जो इलेक्ट्रॉनों को खो देता है या प्राप्त करता है या अन्य परमाणु के साथ साझा करता है, उसे इसकी संयोजकता कहा जाता है।"

आवधिकता:

(i) आवर्त में - आवर्त में संयोजकता पहले बढ़ती है फिर बायें से दायें घटती है।

(ii) समूह में - किसी समूह में संयोजकता ऊपर से नीचे तक स्थिर रहती है।

इलेक्ट्रोपोसिटिव या धात्विक चरित्र: किसी तत्व की इलेक्ट्रॉनों को खोने और सकारात्मक आयनों (धनायनों) बनाने की प्रवृत्ति को इलेक्ट्रोपोसिटिव या धात्विक चरित्र कहा जाता है। कम आयनन ऊर्जा वाले तत्वों में इलेक्ट्रॉनों को खोने की प्रवृत्ति अधिक होती है, इस प्रकार वे अपने व्यवहार में विद्युत धनात्मक या धात्विक होते हैं। क्षार धातुएँ सबसे अधिक विद्युत धनात्मक तत्व हैं।

आवर्तकाल : आवर्त में - आवर्त में विद्युत धनात्मक या धात्विक लक्षण बाएँ से दाएँ घटते जाते **हैं।**

समूह में - समूह में ऊपर से नीचे तक विद्युत धनात्मक या धात्विक वर्ण बढ़ते हैं।

इलेक्ट्रो-नेगेटिव या नॉन-मेटैलिक कैरेक्टर: किसी तत्व की इलेक्ट्रॉनों को एक आयन बनाने के लिए स्वीकार करने की प्रवृत्ति को इसका गैर-धात्विक या इलेक्ट्रोनगेटिव चरित्र कहा जाता है। उच्च विद्युत-ऋणात्मकता वाले तत्वों में इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने की प्रवृत्ति अधिक होती है और वे ऋणायन बनाते हैं। तो, आवर्त सारणी के ऊपरी दाहिने हिस्से के तत्व विद्युत-ऋणात्मक या गैर-धातु प्रकृति के होते हैं।

TEST SERIES
BILINGUAL
DSSSB TGT
Social Science
30 TOTAL TESTS

आवधिकता:

(i) आवर्त में - आवर्त में विद्युत-ऋणात्मक या अधात्विक वर्ण बाएँ से दाएँ बढ़ते हैं।

(ii) समूह में - समूह में ऊपर से नीचे तक विद्युत-ऋणात्मक या अधात्विक वर्ण घटते जाते हैं।

धातुओं की प्रतिक्रियाशीलता:

आवधिकता:

(i) आवर्त में - आवर्त में किसी तत्व की इलेक्ट्रॉनों को खोने की प्रवृत्ति कम हो जाती है। अतः आवर्त में धातुओं की अभिक्रियाशीलता बायें से दायें घटती जाती है।

(ii) समूह में - एक आवर्त में किसी तत्व की इलेक्ट्रॉनों को खोने की प्रवृत्ति बढ़ जाती है। अतः धातुओं की अभिक्रियाशीलता समूह में ऊपर से नीचे की ओर बढ़ती जाती है।

अधातुओं की अभिक्रियाशीलता :

(i) आवर्त में - आवर्त में किसी तत्व की इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने की प्रवृत्ति बढ़ जाती है। अत: आवर्त में अधातुओं की अभिक्रियाशीलता बाएं से दाएं की ओर बढ़ जाती है।

(ii) समूह में - किसी तत्व की समूह में इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने की प्रवृत्ति कम हो जाती है। अतः अधातुओं की अभिक्रियाशीलता समूह में ऊपर से नीचे की ओर बढ़ती है।

क्षार धातु कार्बोनेट और बाइकार्बोनेट की घुलनशीलता:

समूह में आवर्तता : क्षार धातु कार्बोनेट और बाइकार्बोनेट की जल में विलेयता समूह में नीचे जाने पर (लिथियम से सीज़ियम तक) बढ़ जाती है।

क्षारीय पृथ्वी धातु हाइड्रॉक्साइड और सल्फेट्स की घुलनशीलता:

समूह में आवर्तता : क्षारीय मृदा धातु हाइड्रॉक्साइड तथा सल्फेट की जल में विलेयता समूह में नीचे जाने पर (बेरिलियम से बेरियम तक) बढ़ जाती है।

क्षारीय पृथ्वी धातु हाइड्रोक्साइड की मूल शक्ति:

समूह में आवधिकता: पानी में क्षारीय पृथ्वी धातु हाइड्रॉक्साइड की मूल शक्ति समूह के नीचे बढ़ जाती है (बेरिलियम से बेरियम तक), i.e.,

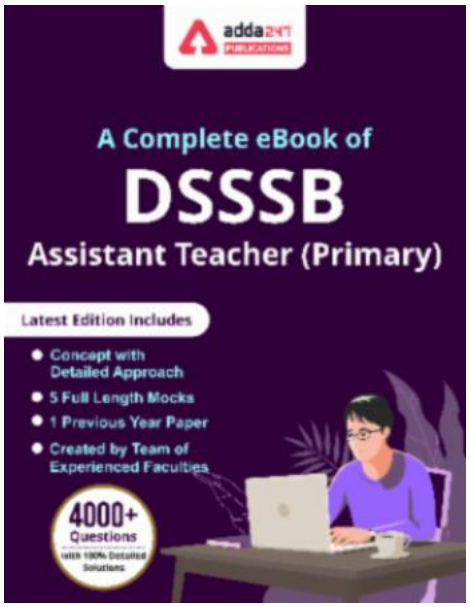
$$Be(OH)_2 < Mg(OH)_2 < Ca(OH)_2 < Sr(OH)_2 < Ba(OH)_2$$

बुनियादी ताकत बढ़ जाती है

क्षार और क्षारीय पृथ्वी धातुओं के कार्बोनेटों की थर्मल स्थिरता:

क्षार और क्षारीय पृथ्वी धातुओं के कार्बोनेटों की तापीय स्थिरता:

लिथियम कार्बोनेट को छोड़कर अन्य सभी क्षार धातुओं के कार्बोनेट ऊष्मा के प्रति स्थिर होते हैं, अर्थात क्षार धातुओं ($LiCO_3$ को छोड़कर) के कार्बोनेट गर्म करने पर विघटित नहीं होते हैं। LiCO3 लिथियम ऑक्साइड ($LiCO_3$) देने के लिए गर्म करने पर विघटित हो जाता है।



क्षारीय पृथ्वी धातुओं के कार्बोनेट अपेक्षाकृत कम स्थिर होते हैं। गर्म करने पर ये विघटित होकर संगत ऑक्साइड और CO_2 गैस देते हैं। जैसे-जैसे हम समूह में नीचे जाते हैं, क्षारीय पृथ्वी धातु कार्बोनेट का अपघटन तापमान बढ़ता जाता है।

द्वितीय आवर्त तत्वों के विषम गुण

उनका असामान्य व्यवहार उनके छोटे आकार, बड़े चार्ज/त्रिज्या अनुपात, उच्च विद्युत नकारात्मकता, उनके वैलेंस शेल में डी-ऑर्बिटल्स की अनुपलब्धता के लिए जिम्मेदार है।

पी-ब्लॉक तत्वों के प्रत्येक समूह का पहला सदस्य समूह के बाद के सदस्य की तुलना में पीपी-पीपी एकाधिक बांड बनाने की अधिक क्षमता प्रदर्शित करता है (e.g. C = C, C≡C O = O, N≡N) और अन्य दूसरी अवधि तत्वों (e.g. C = O, C≡N, N = O) के लिए.

TEACHERS
adda247