

मेरा नाम मारुवनजी शिवराम्य बालकृष्ण है जो एमएस बालकृष्ण है मैं भारतीय प्रौद्योगिकी संस्थान बॉम्बे मुंबई में रसायन विज्ञान का प्रोफेसर हूँ, मैं 1996 से कार्बनिक रसायन विज्ञान में अकार्बनिक रसायन विज्ञान के सभी पहलुओं को पढ़ा रहा हूँ और व्यापक क्षेत्र में शोध भी कर रहा हूँ।

अकार्बनिक रसायन विज्ञान के मेरे शोध हितों में मुख्य समूह तत्वों और स्थानांतरण तत्वों की रसायन शास्त्र शामिल है और हम उनके समन्वय रसायन शास्त्र ऑर्गेमेटेलिक रसायन शास्त्र का पता लगाने के लिए नए फॉस्फिन और फास्फोरस आधारित यौगिकों को डिजाइन करते हैं और सजातीय उत्प्रेरक के रूप में कार्बनिक परिवर्तनों में उनकी संभावित उपयोगिता भी हम कैसर विरोधी का अध्ययन करते हैं तांबे के गुण फॉस्फिन के एक परिसर और कुछ पाइरीडीन लिगेंड युक्त जब यह पाठ्यक्रम की बात आती है कि मैं इसे पेश करने जा रहा हूँ तो इसमें लगभग 12 से 13 व्याख्यान हैं और मैंने मुख्य समूह रसायन शास्त्र को चार श्रेणियों में वर्गीकृत किया है, एक है हाइड्राइड बनाने वाले खाद तत्वों का रसायन शास्त्र

वह मुख्य समूह तत्व हाइड्रो है  $ides$  और मुख्य समूह तत्व ऑक्साइड और मुख्य समूह तत्व हैलाइड मैंने कार्बन और कार्बनिक अंशों के साथ मुख्य समूह तत्वों की बातचीत को भी शामिल किया है ताकि ऑर्गेमेटेलिक यौगिक इस कोर्स में ऑर्गेनो तत्व यौगिक हैं, आवर्त सारणी के तत्वों के आवधिक वर्गीकरण के लिए कुछ परिचय देने के बाद।

रुझान और आवधिक गुण मैंने मुख्य समूह रसायन शास्त्र में उपयोग की जाने वाली बंधन अवधारणा के बारे में भी बात की है, हालांकि मैं आणविक कक्षीय सिद्धांत के लिए औचित्य नहीं कर सका कि मैं बाद के चरण में करूँगा और

इसलिए समय की कमी के कारण मैं कई अन्य पहलुओं को शामिल नहीं कर सका इस पाठ्यक्रम में मुख्य समूह तत्वों से संबंधित उदाहरण के लिए समस्याओं को हल करना और इनमें से कुछ तत्वों का विभिन्न उपयोगों में अनुप्रयोग और साथ ही रसायन विज्ञान जो हम दिन-प्रतिदिन के जीवन में देखते हैं,

इसलिए इन सभी चीजों की मैंने अपने अगले पाठ्यक्रम में योजना बनाई है जो होने जा रही है जनवरी 2018 में आने वाला एक पूर्ण पाठ्यक्रम है जिसमें माई के सभी पहलू हैं एन समूह रसायन विज्ञान जिसमें स्पेक्ट्रोस्कोपिक पहलू शामिल हैं, सभी संबंध पहलू और कई समस्याएं और विभिन्न एनएमआर तकनीकों और अन्य चीजों का उपयोग करके यौगिकों की विशेषता कैसे हो सकती है और बीच में मैं कुछ रसायन विज्ञान के बारे में बात करने के अलावा तत्वों और उनकी खोज की कुछ आकर्षक कहानियों को शामिल करने की कोशिश कर रहा हूँ।

हम दिन-प्रतिदिन के जीवन में देखते हैं, उदाहरण के लिए आप प्याज लेते हैं, चाहे प्याज की कीमत क्या है, चाहे वह 20 रुपये हो या 200 रुपये, चाहे वह इसे काट रहा हो, जहां इसे काटा जाता है, किस उद्देश्य से इसे काटा जाता है और यह कैसे काटा जाता है जो हर कोई काटता है यह रोता है या यह उस व्यक्ति की आंखों में आंसू लाता है जो इसे एक हल्के नोट पर काटता है यह एक अनुकरणीय और सार्वभौमिक धर्मनिरपेक्ष सब्जी मजाक है, फिर प्याज के पीछे क्या रसायन है जिससे लोग रोते हैं वास्तव में जब आप प्याज काट रहे हैं तो प्रोपेन थियोल नामक एक रसायन  $s$  ऑक्साइड सल्फर ऑक्साइड निकलता है जो प्याज में मौजूद एक अन्य एंजाइम के साथ परस्पर क्रिया करके सल्फर ट्राइऑक्साइड सल्फर ट्राई एसिड उत्पन्न करता है।

जब यह हिलना शुरू करता है तो यह आंखों में मौजूद नमी के साथ मिलकर सल्फ्यूरिक एसिड बनाता है जो हमारी आंखों को परेशान करने लगता है और अधिक से अधिक आंसू इसे पतला करने के लिए आते हैं और इसे धो देते हैं और उदाहरण के लिए तो थ्री प्लस एच टू ओ एच दो को चार पसंद करता है कई दिलचस्प चीजें हैं जो मैं मुख्य समूह तत्वों के रसायन विज्ञान पर व्याख्यान की अपनी अगली श्रृंखला में आपके साथ साझा करना चाहूँगा और यह मेरे व्याख्यान से पहले

मेरा ईमेल पता प्रदर्शित किया जाएगा और सुझाव देने के लिए आपका स्वागत है और यदि आपके पास है कोई भी प्रश्न जो आप हमेशा मुझे लिख सकते हैं और उन सभी चीजों को मैं आपकी अनुमति के साथ अपनी अगली व्याख्यान श्रृंखला में शामिल करने का प्रयास करूँगा, मैं अपनी व्याख्यान श्रृंखला शुरू करना चाहता हूँ, मुझे आशा है कि आप आनंद लेंगे और यदि आप मेरे व्याख्यान के माध्यम से कुछ रसायन शास्त्र सीखेंगे मुख्य समूह तत्वों के रसायन शास्त्र पर मेरे पहले व्याख्यान में आपका स्वागत है इस व्याख्यान में मैं तत्वों की व्यवस्था और आवधिक संपत्ति के महत्वपूर्ण पहलुओं के बारे में चर्चा करूँगा इसका मतलब है कि तत्वों और आवधिक गुणों का वर्गीकरण इससे पहले कि मैं इसमें शामिल हो जाऊँ, मैं कुछ महत्वपूर्ण लोगों या व्यक्तियों के बारे में बात करना चाहूँगा जिन्होंने कुछ ज्ञात तत्वों को व्यवस्थित करने के लिए महत्वपूर्ण योगदान दिया है, फिर किसी क्रम में उनके भौतिक और रासायनिक को समझने के लिए गुण

इसलिए इस संबंध में कई लोगों ने काम किया है, हालांकि जब आधुनिक आवर्त सारणी सामने आई तो प्रमुख वास्तुकार रूसी रसायनज्ञ दिमित्री मंडलु थे, कई अन्य लोगों ने मेंडेलीव की आवर्त सारणी में महत्वपूर्ण योगदान दिया, तो आइए हम उन चीजों में से कुछ पर चर्चा करें और आज तत्वों के वर्गीकरण में और आवधिक गुण पहलू जो हम समझने जा रहे हैं वह तत्वों की स्थिति है जिसका अर्थ है कि किसी विशेष समूह में तत्वों को किस तरह से रखा जाता है और वे समूह में शेष तत्वों से कैसे संबंधित होते हैं और उस विशेष पंक्ति में भी अर्थात् समूहवार वर्गीकरण कैसे होता है बनाया गया था कि कौन से पैरामीटर देखे गए थे इन तत्वों को समूह के अनुसार और अवधि के अनुसार वर्गीकृत करने से पहले और फिर हम आवधिक प्रवृत्तियों पर ध्यान देंगे, जिसका अर्थ है कि सापेक्ष परमाणु आकार इलेक्ट्रॉनगेटिविटी इलेक्ट्रॉन आत्मीयता आयनीकरण उन सभी पहलुओं को उत्साहित करता है कि वे प्रत्येक अवधि या समूह में परमाणुओं से कैसे संबंधित हैं और फिर तत्वों का नामकरण करते हैं बेशक आह अब 118 तत्वों को जाना जाता है, लेकिन भविष्य में अगर कुछ तत्वों की खोज की जाती है, उदाहरण के लिए परमाणु संख्या 120 133  $r140$  है, तो इस आईयूपैक के लिए उन्हें कैसे नाम दिया जाए, कुछ मानदंड दिए गए हैं और उनका पालन कैसे करें, हम देखेंगे इसमें बाद में और

एसपीडी और एफ ब्लॉक तत्वों में तत्वों का वर्गीकरण भी है जिसका अर्थ है कि मूल रूप से उन्हें कैसे वर्गीकृत किया गया था, इसका मतलब है कि यदि उनके पास वैलेंस इलेक्ट्रॉनों में इलेक्ट्रॉन हैं यदि उनके कक्षीय में वैलेंस इलेक्ट्रॉन हैं तो उन्हें अनिवार्य रूप से एस ब्लॉक तत्व कहा जाता

हे और अगर उनके पास p ब्लॉक p ऑर्बिटल्स में वैलेंस इलेक्ट्रॉन हैं तो उन्हें p ब्लॉक एलिमेंट कहा जाता है, इसी तरह अगर उनके पास है डी और एफ में वैलेंस इलेक्ट्रॉनों को डी और एफ ब्लॉक तत्व कहा जाता है और फिर हम भौतिक और रासायनिक गुणों में महत्वपूर्ण आवधिक प्रवृत्तियों को देखेंगे और फिर हम तत्वों की प्रतिक्रियाशीलता की तुलना पर भी विचार कर सकते हैं जिसका अर्थ है कि महत्वपूर्ण यौगिक क्या हैं हम मुख्य समूह तत्वों के संबंध में आते हैं और हम एक ही प्रकार के अन्य यौगिकों के साथ अन्य समूहों के साथ तुलना कैसे कर सकते हैं, जिसका अर्थ है कि अनिवार्य रूप से हम आयनीकरण थैलेपी और धातु गुणों के बीच एक संबंध भी बना सकते हैं, तो आइए हम तत्वों के वर्गीकरण के आधार पर गौर करें एक ज्ञात तथ्य यह है कि तत्व सभी प्रकार के पदार्थों की मूल इकाइयाँ हैं, जिसमें छोड़ने और निर्जीव दोनों चीजें शामिल हैं और आपको यह जानकर आश्चर्य होगा कि क्या आप अतीत में ज्ञात तत्वों की संख्या को 1800 तक केवल 31 तत्वों के बारे में जानते थे।

अगले 65 वर्षों में यह संख्या बढ़कर 63 हो गई और 1984 तक यानी लगभग 120 वर्षों के बाद 107 तत्वों को जाना गया और अन्य पांच तत्वों का पता चला 1997 में जोड़े गए थे और 2004 में 113 और 114 तत्वों की खोज की गई थी और 2016 में अब हमारे पास 118 तत्व हैं और इन 118 तत्वों में से 90 तत्व प्लस नेच्यूरियम प्लूटोनियम एक्टिनियम प्रो अक्टिनियम जो यूरेनियम युद्ध में मौजूद हैं जैसे पिच मिश्रण स्थिर तत्व हैं और बाकी रेडियोधर्मी हैं आह आइए हम दिमित्री मंडेला ने 1800 जर्मन केमिस्ट जॉन डोब रीनर में अपनी आवर्त सारणी का प्रस्ताव देने से पहले कुछ लोगों के योगदान को देखें, फिर उपलब्ध तत्वों को उन्होंने तीन तत्वों के कई समूहों में बनाया और उन्होंने उन्हें त्रय के रूप में बुलाया उदाहरण के लिए मैंने कुछ सूचीबद्ध किए हैं उनमें से आप इसे देख सकते हैं लिथियम सोडियम और पोटेशियम एक समूह में रखा गया था कैल्शियम स्ट्रॉटियम और बेरियम दूसरे समूह में रखा गया था और इसी तरह क्लोरीन ब्रोमीन आयोडीन दूसरे समूह में रखा गया था और उन्होंने एक महत्वपूर्ण अवलोकन किया कि अवलोकन मध्य का परमाणु भार था एक पहले और तीसरे तत्व का लगभग औसत था जिसे आप स्पष्ट रूप से देख सकते हैं कि सोडियम का परमाणु भार 0 .

है f 23 और यदि आप लिथियम और सोडियम के परमाणु भारों का योग लेते हैं जो लगभग 46 आता है, तो इसका मतलब है कि सोडियम में इसका 23 आधा है और इसी तरह कैल्शियम परमाणु भार दोषपूर्ण है और बेरियम परमाणु भार एक साथ 137 है, यह लगभग 177 आता है और स्ट्रॉटियम परमाणु भार उस एक का लगभग आधा है, यह 88 है।

इसी तरह की प्रवृत्ति आह हलोजन श्रृंखला के मामले में देखी गई थी, यहां ब्रोमीन परमाणु भार अस्सी है, यह क्लोरीन के साथ-साथ आयोडीन के परमाणु भार का आधा या औसत है उसने यह अवलोकन किया।

हालांकि इसने इस अवलोकन को व्यवस्था या उनकी आवधिक प्रवृत्तियों या गुणों के बारे में अधिक जानकारी नहीं दी और बाद में 1862 में फ्रांसीसी भूविज्ञानी एबीडी क्रॉन जॉन ने परमाणु भार को बढ़ाने के क्रम में ज्ञात तत्वों की व्यवस्था की और उन्होंने प्रदर्शित करने के लिए तत्वों की एक बेलनाकार तालिका बनाई।

ज्ञात तत्वों के गुण और उसी समय के दौरान एक और अंग्रेजी रसायनज्ञ ने 1865 में जॉन न्यूलैंड को बुलाया, उन्होंने तत्वों को incr में व्यवस्थित किया उनके परमाणु भार के आसान क्रम और उन्होंने बहुत महत्वपूर्ण बिंदु पर ध्यान दिया कि प्रत्येक आठवें तत्व में पहले तत्व के समान गुण होते हैं और इसे एक्टिविटी का नियम कहा जाता है, वास्तव में जो लोग संगीत नोट्स से परिचित होते हैं, वे हर आठवें नोट के समान होने को याद कर सकते हैं संगीत का पहला सप्तक और यह जो भी ऑक्टव विधि जॉन ने प्रस्तावित किया वह कैल्शियम तक अच्छा था और पूरी तरह से स्वीकार नहीं किया गया था, हालांकि उनके श्रमसाध्य कार्य के लिए रॉयल सोसाइटी लंदन ने अठारह अस्सी सात में डेवी पदक से सम्मानित किया और बाद में अठारह सौ साठ में दो रसायनज्ञ रूस दिमित्री से एक जर्मनी के मेंडेलीव और लोथर मेयर ने 1869 में इन तत्वों को एक उचित क्रम में व्यवस्थित करने के लिए स्वतंत्र रूप से काम किया,

दोनों तत्वों को उनके परमाणु भार के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित करने में सफल रहे

और नियमित अंतराल पर भौतिक और रासायनिक गुणों में दिखाई देने वाली समानताएं दिखाई, लोथर मेयर ने भौतिक गुणों की साजिश रची जैसे परमाणु भार गलनांक क्वथनांक पीओ परमाणु भार के विपरीत और जॉन मेयर द्वारा सुझाए गए ऑक्टव प्रारूप के विपरीत समय-समय पर दोहराए जाने वाले पैटर्न को दोहराते हुए पैटर्न की लंबाई में परिवर्तन की पहचान की और 1868 में वह लगभग आधुनिक आवर्त सारणी के साथ तैयार थे, हालांकि उन्होंने अपने परिणामों को प्रकाशित नहीं किया था।

रसायनज्ञ दिमित्री मंडेले ने 1869 में एक महत्वपूर्ण बयान के साथ अपनी आवर्त सारणी प्रकाशित की, मैं उद्धृत करता हूँ कि तत्वों के गुण उनके परमाणु भार का एक आवधिक कार्य हैं, मैं फिर से दोहराता हूँ कि तत्वों के गुण उनके परमाणु भार का एक आवधिक कार्य हैं जो मैन्युअल रूप से व्यवस्थित होते हैं फिर ज्ञात तत्वों में एक तालिका में क्षैतिज पंक्ति और ऊर्ध्वाधर स्तंभ उनके परमाणु भार के बढ़ते क्रम के साथ इस तरह से कि समान गुणों वाले तत्व एक ही ऊर्ध्वाधर समूह पर कब्जा कर लेते हैं दिलचस्प बुद्धिमान पहलू यह है कि उन्होंने अनुभवजन्य सूत्र और गुणों में समानता को महत्व दिया और परमाणु भार नहीं था जहां भी विवाद हुआ वहां सख्ती से पालन किया गया y उदाहरण के लिए आयोडीन के कम परमाणु भार के बावजूद यदि आपके पास आवर्त सारणी बहुत आसान है तो आप इसे देख सकते हैं वास्तव में आयोडीन का परमाणु भार टेल्यूरियम की तुलना में बहुत कम है हालांकि

ऑक्सीजन के साथ समूह 16 में इन दिमित्री स्थान टेल्यूरियम को छंटते समय सल्फर और सेलेनियम और आयोडीन को फ्लोरीन क्लोरीन ब्रोमीन और आयोडीन के साथ समूह 17 में रखा और उसने जो किया वह वास्तव में सही था

इसलिए उसने कुछ अज्ञात तत्वों के गुणों की भी भविष्यवाणी की और उसने उचित स्थानों पर तालिका में अंतर छोड़ दिया उदाहरण के लिए उसने एल्यूमीनियम के नीचे अंतर छोड़ दिया और सिलिकॉन के नीचे भी और तत्वों को icca एल्यूमीनियम और ika सिलिकॉन के रूप में खोजा गया,

इसलिए उन्होंने गैलियम और जर्मेनियम के अस्तित्व की भविष्यवाणी की, जिन्हें बाद में खोजा गया था और उनकी खोज से पहले उनके सामान्य गुणों का वर्णन किया गया था और आप उनके कुछ शुरुआती काम देख सकते हैं और उनकी हस्तलिखित चीजें इस स्लाइड में दी गई हैं, निश्चित रूप से इसे सीधे विकिपीडिया से लिया गया है, वेब विवरण हैं इसके नीचे दिया गया है यदि आप रुचि रखते हैं तो आप उस लेख को पढ़ सकते हैं और अधिक जानकारी प्राप्त कर सकते हैं मेंडेलीव की 1871 प्रस्तावित आवर्त सारणी 1905 में प्रकाशित हुई थी, आप यहां देख सकते हैं कि उनकी पहली आवर्त सारणी इस रूप में थी और जब मांडलु ने अपनी आवर्त सारणी को परमाणु की संरचना का प्रस्ताव दिया था और इलेक्ट्रॉन अज्ञात थे वास्तव में इलेक्ट्रॉनों की खोज जे जे थॉम्पसन ने 1897 में की थी और आधुनिक परमाणु सिद्धांत 1913 में नील्स बोहर द्वारा प्रस्तावित किया गया था, तत्वों के एक्स-रे स्पेक्ट्रा पर अंग्रेजी भौतिक विज्ञानी हेनरी मोस्ले के काम और परमाणु सिद्धांत ने दिखाया कि परमाणु संख्या  $z$  अधिक है एक तत्व की मौलिक संपत्ति वास्तव में उसका परमाणु भार नहीं है,

इसलिए मंडल आवधिक कानून इस प्रकार संशोधित किया गया है जैसा कि मैंने उद्धृत किया है कि तत्वों के भौतिक और रासायनिक गुण उनके परमाणु क्रमांक के आवधिक कार्य हैं मैं फिर से दोहराता हूँ कि तत्वों के भौतिक और रासायनिक गुण उनके आवधिक कार्य हैं परमाणु संख्या परमाणु भार नहीं है जैसा कि पहले सुझाव दिया गया था कि किसी तत्व की परमाणु संख्या है इसके परमाणु आवेश के बराबर जो एक तटस्थ परमाणु में होता है यदि आप मानते हैं कि इलेक्ट्रॉनों की संख्या अनिवार्य रूप से नाभिक में प्रोटॉन की संख्या के बराबर होती है, इस प्रकार केवल इलेक्ट्रॉनिक कॉन्फिगरेशन को जानने से एक अवधि में आवधिक भिन्नताओं और प्रवृत्तियों को पहचानना संभव है या एक समूह में चूंकि आवधिक कानून इलेक्ट्रॉनिक कॉन्फिगरेशन द्वारा नियंत्रित होता है, इलेक्ट्रॉनिक कॉन्फिगरेशन में भिन्नता तत्वों और उनके यौगिकों के भौतिक और रासायनिक गुणों को निर्धारित करती है, आप देख सकते हैं कि आवर्त सारणी का कंकाल यहां दिखाया गया है, इसे चार एच समूहों या चार में वर्गीकृत किया गया है।

ब्लॉक एक एस ब्लॉक है जिसमें एच क्षार धातु और क्षारीय पृथ्वी धातुएं हैं जो दस इलेक्ट्रो दस तत्व हैं और हाइड्रोजन क्षार धातु समूह में बैठे हैं जो एस 1 ब्लॉक और एस 2 ब्लॉक है तो हमारे पास छह पी ब्लॉक तत्व हैं जो एस दो पी एक इलेक्ट्रॉनिक कॉन्फिगरेशन से शुरू होते हैं।

एस दो पी छह महान गैसों या निष्क्रिय गैसों के लिए तो हमारे पास 3 डी 10 ब्लॉक हैं आप यहां देख सकते हैं एस 1 ब्लॉक एस 2 ब्लॉक और हमारे पास 30 तत्व प्लस 1 हीलियम 31 वाले पी ब्लॉक हैं और फिर हमारे पास तीन एच डी ब्लॉक तत्व हैं जो तीन डी चार डी और पांच डी हैं, प्रत्येक में उनके डी ऑर्बिटल में एक से दस इलेक्ट्रॉनों के बीच कहीं भी है तो हमारे पास तीस एफ ब्लॉक तत्व हैं चार एफ और पांच एफ समूह से संबंधित है,

इसलिए इस तरह से सभी तत्वों को आवर्त सारणी में वर्गीकृत किया गया है और यदि आप संख्याओं को बहुत अलग देखते हैं तो उदाहरण के लिए क्षार धातु और क्षारीय पृथ्वी धातु जो कि ब्लॉक तत्व हैं, उन्हें एक कहा जाता है।

और दो ए और फिर डी ब्लॉक तत्वों को एक ही क्रम में तीन बी चार बी पांच बी छह बी सात बी के रूप में बुलाया गया था और तीन अगले समूहों को आठ के रूप में बुलाया गया था और बिना कोई अक्षर दिए और फिर आठ एक बी और दो बी दिए गए थे तांबे और जस्ता समूह के लिए और फिर बोरोन समूह को तीन ए और कार्बन चार एक बैल नाइट्रोजन समूह पांच ए और ऑक्सीजन समूह छह ए और उह हलोजन समूह सात ए और आठ के लिए निष्क्रिय गैस अब पूरी अवधि  $d$  तालिका को 1 से 18 तक के 18 समूहों में वर्गीकृत किया गया है और अधिकांश पाठ्यपुस्तकें भी 1 से 18 तक की संख्या का अनुसरण कर रही हैं,  $a$  या  $b$  प्रकार का अनुसरण नहीं कर रही हैं, समूह 2 पर समूह का अनुसरण करना सुविधाजनक है जैसे कि समूह 1 समूह 2 और समूह 13 14 15 16 और 17 मुख्य समूह तत्व हैं जबकि 3 से 12 अनिवार्य रूप से डी ब्लॉक तत्व कहलाते हैं और यह वर्तमान आवर्त सारणी है जिसे आप देख सकते हैं कि सभी 118 तत्वों का नाम ठीक से रखा गया है और मान लें कि हमारे पास कुछ अज्ञात तत्व हैं मैंने पहले उल्लेख किया है और यदि अज्ञात तत्व हैं उदाहरण के लिए परमाणु संख्या एक आठ से अधिक है, तो उन्हें नाम कैसे दें, उस एक आईयूपीएससी ने कुछ सूत्र बनाया है और हम देख सकते हैं कि यहां एक उदाहरण के लिए हमें संबंधित नाम का उपयोग करना होगा और अंक 0 के लिए प्रेक्षण को शून्य और  $n$  कहा जाना चाहिए और यदि यह 1 है जो संयुक्त नहीं है और फिर अवलोकन होगा तो यह वैसे ही जारी रहेगा और इसी तरह यदि आपके पास अंक नौ है तो नाम  $nenn$  और  $abbr$  होना चाहिए उदाहरण के लिए एविएशन  $n$  है, यदि आप परमाणु क्रमांक एक वाले तत्व का नाम एक नौ रखना चाहते हैं, तो एक नौ में हमारे पास एक और नौ है, हम  $nm$  का उपयोग कर सकते हैं, जिसका अर्थ है कि पहला अक्षर बड़ा होना चाहिए और फिर दूसरा जिसे आप केवल पहले मानते हैं अक्षर और अंतिम संख्या भी एक अक्षर पर विचार करें ताकि यह  $uue$  बन जाए जो कि संघ है इसी तरह यदि आप परमाणु संख्या एक तीन चार के साथ एक तत्व का नाम देना चाहते हैं तो एक होना चाहिए और संक्षिप्त नाम है  $utq$  प्रतीक  $utq$  है और इसी तरह 146 के लिए कोई भी कर सकता है इसे  $unquad hexium$  और  $uqh$  के रूप में नाम दें, इसी तरह अट्टावन के लिए कोई इसे आसानी से अनपेंट ऑक्टियम नाम दे सकता है जो कि इस तरह से अज्ञात तत्वों का नाम दिया जा सकता है और उदाहरण के लिए यदि तत्व एक की खोज की जाती है तो इसका इलेक्ट्रॉनिक कॉन्फिगरेशन क्या है, जैसा कि मैंने पहले उल्लेख किया था

इसलिए हमारे पास 118 तत्व ज्ञात हैं और उदाहरण के लिए गिने गए हैं  $zd$  बराबर 118 के लिए नाम है जीव  $oganesson$  और कोई भी इसके इलेक्ट्रॉनिक विन्यास को  $f$  के रूप में शुरू कर सकता है रोम रेडॉन पिछले अक्रिय गैस तत्व वास्तव में जीव अक्रिय गैस तत्व समूह से संबंधित है और संगठन का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास 14 6 डी 10 7 एस 2 और 7 पी 6 के फी को फिर से तैयार किया गया है अब हम इसे एक अक्रिय गैस के रूप में मान सकते हैं और बस हम कर सकते हैं  $z$  का परमाणु क्रमांक एक एक नौ इलेक्ट्रॉनिक विन्यास  $z$  एक एक नौ को  $ah$   $og$  के रूप में कोष्ठक में लिखें और केवल आठ  $s$  एक का अर्थ है कि यदि परमाणु क्रमांक एक नौ के साथ एक तत्व की खोज की जाती है जो क्षार धातु समूह से संबंधित है जिसमें एक इलेक्ट्रॉन होता है इसकी वैलेंस शेल में कक्षीय है और इसे क्षार धातु फ्रांसियम के नीचे रखा जाएगा, इसलिए इलेक्ट्रॉनिक कॉन्फिगरेशन कुछ भी नहीं है, लेकिन ऑर्बिटल्स में इलेक्ट्रॉनों का वितरण सभी क्षार धातुओं के वैलेंस शेल में एक इलेक्ट्रॉन होता है जिसमें एक इलेक्ट्रॉनिक कॉन्फिगरेशन होता है जबकि क्षार पृथ्वी धातुएं दो इलेक्ट्रॉनिक कॉन्फिगरेशन हैं जो उनके वैलेंस शेल में दो

इलेक्ट्रॉन हैं इसी तरह p ब्लॉक तत्वों में s दो p एक दो s दो p छह इलेक्ट्रॉनिक कॉन हैं फिगरेशन वह जगह है जहां इसका मतलब है कि उनके वैलेंस शेल में तीन से आठ इलेक्ट्रॉन होते हैं, इसी तरह डी ब्लॉक तत्वों में एस दो डी एक दो एस दो डी दस इलेक्ट्रॉनिक कॉन्फिगरेशन होते हैं, जहां उनके वैलेंस शेल में कहीं भी तीन से बारह इलेक्ट्रॉन होते हैं, जिसका अर्थ है कि अनिवार्य रूप से तीन ब्लॉक परमाणु से शुरू होते हैं स्कैंडियम के साथ 21 संख्या जस्ता के साथ समाप्त होती है जो कि परमाणु संख्या 30 है और 4d श्रृंखला कैडमियम के लिए एट्रियम के लिए परमाणु संख्या 39 से 48 तक शुरू होती है और 5d समूह परमाणु संख्या 72 के साथ अर्ध मेम से शुरू होती है और पारा के साथ समाप्त होती है जो कि 80 है और 4f लैंथेनम से शुरू होती है 57 से लुथेसियम एक और इसी तरह पांच ब्लॉक अस्सी नौ ऑक्टेनियम से एक नहीं तीन लॉरेंटियम के साथ शुरू होता है,

इसलिए दोनों आंतरिक संक्रमण तत्व हैं जो चार एफ और पांच एफ ब्लॉक हैं जिन्हें आंतरिक ट्रांस तत्व कहा जाता है और मैंने यहां पहले समूह तत्वों के लिए इलेक्ट्रॉनिक कॉन्फिगरेशन सूचीबद्ध किया है।

लिखना बहुत आसान है आप इस क्रम का पालन कर सकते हैं और निश्चित रूप से बो सिद्धांत के इस मोटे और जो कुछ भी प्रस्तावित है a इलेक्ट्रॉनों को उनकी ऊर्जा के बढ़ते क्रम में व्यवस्थित करें ताकि आप सोडियम परमाणु संख्या 11 पोटेशियम परमाणु संख्या 19 रूबिडियम 37 सीज़ियम 55 और फ्रांसियम 87 देख सकें।

इसमें मौजूद वैलेंस सेल इलेक्ट्रॉन उदाहरण के लिए जब आप फ्रांसियम लिख रहे हैं तो इसकी परमाणु संख्या 87 है, पिछली निष्क्रिय गैस को 86 के साथ पढ़ा जाता है ताकि आप रेडॉन 7 एस 1 लिख सकें, सभी तत्वों के मामले में समान अनुक्रम का पालन किया जाता है चाहे वे समूह एक से हों समूह दो या समूह तीन तो अब हम कुछ आवधिक गुणों पर गौर करते हैं और जब हम आवधिक गुणों के बारे में बात करते हैं तो हमें पता होना चाहिए कि हमें किन शब्दों से परिचित होना चाहिए आयनीकरण ऊर्जा या आयनीकरण एन्थैल्पी और विद्युत नकारात्मकता या इलेक्ट्रॉन लगाव एन्थैल्पी और इलेक्ट्रॉन आत्मीयता या इलेक्ट्रॉन लगाव आत्मीयता और इलेक्ट्रॉनगेटिविटी

इसलिए हमें इन तीन शब्दों से परिचित होना चाहिए ताकि की समझ हो गुण बहुत आसान होने चाहिए,

इसलिए हम मुख्य समूह तत्वों के ऑक्साइड क्लोराइड और हाइड्राइड के गुणों में आवर्त सारणी का सर्वेक्षण करने में आयनीकरण ऊर्जा या आयनीकरण थैलेपी और इलेक्ट्रॉनगेटिविटी की अवधारणा

और निश्चित रूप से इनमें से कुछ यौगिकों को बनाने के बाद सीखने जा रहे हैं।

उनकी ज्यामिति और आकार को समझने के लिए हमारे पास एक उचित संबंध अवधारणा होनी चाहिए,

इसलिए यहां सबसे उपयुक्त बंधन अवधारणा है vscpr सिद्धांत जो कि वालेंसिया इलेक्ट्रॉन जोड़ी प्रतिकर्षण सिद्धांत है और बुनियादी

आणविक आकार और बुनियादी आणविक कक्षीय सिद्धांत की भविष्यवाणी में vscpr का उपयोग है।

परमाणु अणु में संबंध का वर्णन यहां आसानी से किया जा सकता है और आयनीकरण ऊर्जा और इलेक्ट्रॉन आत्मीयता को आयनीकरण एन्थैल्पी और इलेक्ट्रॉन लगाव एन्थैल्पी के रूप में संदर्भित किया जाना चाहिए, हालांकि ऊर्जा का उपयोग आमतौर पर आयनीकरण ऊर्जा का उपयोग करने के बजाय नवीनतम पाठ्यपुस्तकों में किया जाता है, वे इसे आयनीकरण थैलीपी के रूप में संदर्भित करते हैं और इसी तरह इलेक्ट्रॉन के लिए आत्मीयता वे i .

कहते हैं टी इलेक्ट्रॉन अटैचमेंट एन्थैल्पी ताकि कोई आसानी से नए सम्मेलन का पालन कर सके और अब हम यौगिकों के गठन पर ध्यान दें, तो क्या होगा जब कोई तत्व एक रासायनिक बंधन बनाता है तो मूल रूप से परमाणु एक इलेक्ट्रॉन खो सकते हैं या परमाणु एक इलेक्ट्रॉन या परमाणु प्राप्त कर सकते हैं इलेक्ट्रॉनों की एक जोड़ी साझा कर सकते हैं ताकि रासायनिक बंधन बन सके यदि रासायनिक बंधन बनते हैं तो हमारे पास किस प्रकार के रासायनिक बंधन हैं और रासायनिक बंधन की प्रकृति कैसे तय करें उदाहरण के लिए हमारे पास आयनिक बंधन है और यह भी सहसंयोजक बंधन फिर से है सहसंयोजक बंधन को दो श्रेणियों में वर्गीकृत किया जा सकता है ध्रुवीय सहसंयोजक बंधन और गैर ध्रुवीय सहसंयोजक बंधन इसके अलावा हमारे पास कुछ कमजोर ताकतें हैं जो इनमें से कुछ परमाणुओं या अणुओं को एक साथ रखती हैं, उन्हें वैन डेर वाल्स इंटरैक्शन लैंडन फोर्स कहा जाता है और यह भी हाइड्रोजन आबंधन आइए हम इन सभी चीजों को एक व्यवस्थित तरीके से सीखते हैं उदाहरण के लिए जब एक परमाणु अपने धनात्मक n प्लस ऑक्सीजन अवस्था में एक को खो देता है अगले उच्च नीलामी राज्य में जाने के लिए इलेक्ट्रॉन को आयनीकरण कहा जाता है, इसका मतलब है कि यह जानकारी जैसा कि मैंने कहा था कि रासायनिक बंधन बनाते समय या तो इलेक्ट्रॉन खो जाते हैं या तो इलेक्ट्रॉनों को प्राप्त किया जाता है या इलेक्ट्रॉनों को अन्य परमाणुओं के साथ साझा किया जाता है और इसका विश्लेषण कैसे किया जाता है इसका मतलब है यह अनिवार्य रूप से एक विशेष परमाणु की प्रकृति को जानने के बारे में है कि क्या यह एक इलेक्ट्रॉन प्राप्त करने के लिए तैयार इलेक्ट्रॉन देने के लिए तैयार है या एक इलेक्ट्रॉन साझा करने के लिए तैयार है कि जानकारी इस आवधिक गुणों में से कुछ से आती है जिसे आयनीकरण थैलेपी इलेक्ट्रो नकारात्मकता और थैलेपी पर इलेक्ट्रॉन लगाव कहा जाता है I इस तालिका में कुछ पहली आयनीकरण ऊर्जा दी गई है, यहाँ आप देख सकते हैं कि लिथियम के लिए यह प्लस 526 किलोजूल प्रति मोल है और सोडियम के लिए यह 502 किलोजूल प्रति मोल है जबकि पोटेशियम के लिए यह प्लस 425 किलो जूल प्रति मोल है और रूबिडियम के लिए यह प्लस 409 है।

सीज़ियम के लिए यह प्लस 382 किलोजूल प्रति मोल है आप कुछ रुझान देख सकते हैं जिनका पालन यहाँ किया जाता है यदि आप इन मूल्यों को ध्यान से देखते हैं जैसे-जैसे आप लिथियम से सीज़ियम की ओर बढ़ते हैं, वैसे-वैसे घटते जाते हैं।

जब आप किसी समूह में नीचे जाते हैं तो यह आयनीकरण ऊर्जा इतनी अनिवार्य रूप से कम क्यों हो रही है कि इलेक्ट्रॉनों को अगले उच्च शेल में जोड़ा जाता है, परिणामस्वरूप क्या होता है परमाणु आकार बढ़ता है क्योंकि परमाणु आकार बढ़ता है वैलेंस इलेक्ट्रॉनों की गति बढ़ जाती है नाभिक से और दूर होने के कारण वे हल्के तत्वों की तुलना में कम मजबूती से पकड़े रहते हैं, परिणामस्वरूप जब वे नाभिक से थोड़ा आगे बढ़ते

हैं तो क्या होता है उन इलेक्ट्रॉनों को हटाना आसान होता है, परिणामस्वरूप समूह में जो होता है वह भारी होता है।

तत्व आयनीकरण ऊर्जा के लिए कम मूल्य दिखाते हैं और इसी तरह तुलना के लिए यहां पोटेशियम और एल्यूमीनियम के लिए आयनीकरण ऊर्जा दी गई है क्योंकि पोटेशियम के मामले में हमारे पास पहली आयनीकरण ऊर्जा है जो बहुत कम है और एल्यूमीनियम के मामले में हमारे पास दो पी एक इलेक्ट्रॉनिक कॉन्फिगरेशन है जिसे आप कर सकते हैं एच एल्युमिनियम थ्री प्लस पोटेशियम के लिए पहली आयनीकरण ऊर्जा उत्पन्न करने के लिए तीन इलेक्ट्रॉनों को हटाने का अनुमान लगाएं और एल्युमिनियम चार पच्चीस और पांच चौरासी हैं और दूसरी प्राचीन ऊर्जा तीन शून्य पांच आठ और एक आठ दो तीन और तीसरी आयनीकरण ऊर्जा चार चार एक आठ और दो सात पांच एक है, जिसका अर्थ है कि आप हमेशा उन मूल्यों को देख सकते हैं और आप कर सकते हैं विश्लेषण करें और निर्णय करें कि पोटेशियम के मामले में मान इतने अधिक क्यों हैं, इलेक्ट्रॉन को उसके वैलेंस शेल से निकालना बहुत आसान है, जबकि एल्यूमीनियम के मामले में परमाणु चार्ज में वृद्धि होती है, जिसके परिणामस्वरूप  $p$  इलेक्ट्रॉन को निकालना थोड़ा मुश्किल होता है।

और निश्चित रूप से एक बार  $p$  इलेक्ट्रॉन को हटाने के बाद आपको दो इलेक्ट्रॉनों को निकालना होगा जो बहुत आसान हो जाता है और पोटेशियम के मामले में अब हमें इलेक्ट्रॉन को आंतरिक कोर से निकालना होगा जो कि बहुत मुश्किल है जिसके परिणामस्वरूप दूसरी और तीसरी आयनीकरण ऊर्जा बढ़ जाती है उल्लेखनीय रूप से इसी कारण से पोटेशियम अन्य उच्च ऑक्सीडेट नहीं दिखाता है और इसकी ऑक्सी अवस्था प्लस वन है जबकि एल्यूमीनियम विश्लेषण के बाद आसानी से प्लस थ्री एक्स स्टेट्स दिखा सकता है समूह एक तत्वों की पहली आयनीकरण ऊर्जा को देखते हुए और पोटेशियम के साथ-साथ एल्यूमीनियम की पहली दूसरी और तीसरी आयनीकरण ऊर्जा को देखते हुए, हमें इन चीजों के बारे में कुछ जानकारी मिली है, जिसका अर्थ है कि यह जो भी जानकारी हमें आयनीकरण ऊर्जा के बारे में मिलती है वह हमें बताएगी बांड प्रकारों की प्रकृति के बारे में कि क्या वे आयनिक या सहसंयोजक होने जा रहे हैं और पदार्थ के इस रासायनिक और भौतिक गुणों को जानकर बहुत आसानी से भविष्यवाणी की जा सकती है आयनीकरण ऊर्जा अनिवार्य रूप से गैसीय परमाणु या आयन से एक इलेक्ट्रॉन के नुकसान को संदर्भित करती है यह आयनीकरण ऊर्जा एक अवधि के साथ एक समूह में कमी घट जाती है, चार्ज से आकार अनुपात की तुलना करें जो आपको इसके बारे में अधिक जानकारी बताएगा मैं आपको आवर्त सारणी में सभी तत्वों के सापेक्ष आकार कुछ ही मिनटों में दिखाऊंगा आइए हम प्लॉट पर नज़र डालें लिथियम से कैल्शियम तक शुरू होने वाले तत्व के लिए पहली आयन ऊर्जा आप यहां स्पष्ट रूप से देख सकते हैं आह मूल्यों के अनुरूप जी से लिथियम यहाँ निश्चित रूप से यहाँ हीलियम और हाइड्रोजन दिया गया है और लिथियम इन दोनों की तुलना में अपेक्षाकृत कम आयनीकरण ऊर्जा दिखाता है जो कि लिथियम के आकार में वृद्धि के कारण यहां अनुमानित है, जबकि जब हम लिथियम से बेरिलियम की ओर बढ़ते हैं तो पहला आयनीकरण होता है।

जी यहां बार-बार बढ़ता है बोरॉन के मामले में यह गिरता है और फिर यह तब तक जारी रहता है जब तक हमारे पास नाइट्रोजन नहीं होता है और ऑक्सीजन के मामले में फिर से गिरता है यहां सवाल नाइट्रोजन और ऑक्सीजन है यदि आप इलेक्ट्रो नकारात्मकता की तुलना करते हैं तो ऑक्सीजन नाइट्रोजन की तुलना में अधिक विद्युतीय है, हालांकि पहला आयनीकरण ऑक्सीजन की ऊर्जा नाइट्रोजन की तुलना में बहुत कम है, यह केवल

इसलिए है क्योंकि नाइट्रोजन में  $s^2 p^3$  इलेक्ट्रॉनिक कॉन्फिगरेशन  $s^2 p^3$  है, आधे भरे हुए  $p$  ऑर्बिटल के कारण यह ऑक्सीजन द्वारा दिखाए गए  $s^2 p^4$  इलेक्ट्रॉनिक कॉन्फिगरेशन की तुलना में अपेक्षाकृत स्थिर है, जिसका अर्थ है कि ऑक्सीजन में एक खोने की प्रवृत्ति होती है।

ऑक्स की पहली आयनीकरण ऊर्जा के परिणामस्वरूप इलेक्ट्रॉन आसानी से एस दो पी तीन इलेक्ट्रॉनिक कॉन्फिगरेशन प्राप्त करने के लिए नाइट्रोजन की पहली आयनीकरण ऊर्जा की तुलना में  $yg$  थोड़ा कम है और फास्फोरस और सल्फर के मामले में एक ही सादृश्य को फिर से समझाया जा सकता है जबकि मैग्नीशियम के मामले में यह सोडियम से ऊपर जाता है क्योंकि यहां प्रभावी परमाणु चार्ज बढ़ता है जिसका मतलब है कि स्थिति को देखकर आह तत्वों और उनके इलेक्ट्रॉनिक विन्यास और प्रभावी परमाणु चार्ज हमें तत्वों की पहली आयनीकरण ऊर्जा का विश्लेषण करने में सक्षम होना चाहिए और आप यहां इलेक्ट्रॉनिक कॉन्फिगरेशन देख सकते हैं जो मैंने यहां दिखाया है आह बेरिलियम हमें अनिवार्य रूप से दो इलेक्ट्रॉनों को निकालना होगा और बोरॉन के मामले में आप तीन इलेक्ट्रॉनों को निकालना होगा पहला इलेक्ट्रॉन दो  $p$  से आता है नाइट्रोजन के मामले में हमारे पास  $n$  दो  $s$  दो  $p$  तीन इलेक्ट्रॉनिक कॉन्फिगरेशन है ऑक्सीजन के मामले में हमारे पास  $s$  दो  $ah$   $p$  चार इलेक्ट्रॉनिक कॉन्फिगरेशन है,

इसलिए यह इलेक्ट्रॉनिक कॉन्फिगरेशन इलेक्ट्रो नकारात्मकता के साथ जोड़ा गया है और साथ ही प्रभावी परमाणु आवेश और परमाणु आकार आपको रुझान बता सकते हैं और यह भी बता सकते हैं कि रिसे का अनुमान कैसे लगाया जाए बहुत मुश्किल के बिना टिव एच वैल्यू का मतलब है कि आयनिस ऊर्जा में किंक जो हम बोरॉन के लिए इस प्लॉट में देखते हैं और ओ को केवल इलेक्ट्रॉनिक कॉन्फिगरेशन को देखकर समझाया जा सकता है, अब दूसरी आयनीकरण ऊर्जा को देखें और इस प्लॉट में पहली आयनीकरण तुलना की गई है और फिर से हम पहली आयनीकरण ऊर्जा में जो भी रुझान का पालन करते हैं, वह बहुत कुछ वैसा ही है जैसा हम यहां दिखाए गए कुछ तत्वों की दूसरी आयन ऊर्जा में देखते हैं और मैंने कुछ महत्वपूर्ण तत्वों के लिए यहां मतदान पैमाने पर इलेक्ट्रॉनगेटिविटी मूल्य भी दिया है जैसा कि मैंने कहा था फ्लोरीन सबसे अधिक विद्युत ऋणात्मक तत्व है जिसका मान बल बिंदु शून्य है जबकि अगला सबसे विद्युत ऋणात्मक तत्व ऑक्सीजन है जिसमें तीन बिंदु पांच है और क्लोरीन के साथ -साथ नाइट्रोजन के विद्युतीय मान कमोबेश तुलनीय हैं थोड़ा भिन्नात्मक अंतर है, हालांकि दोनों बहुत करीब दिखाते हैं से 3.

0 मान जबकि कार्बन में 2.

5 और साथ ही सल्फर में 2.

5 हाइड्रोजन इलेक्ट्रॉनिक रूप से है 2.

1 है और बोरॉन का मान 2.

0 है और क्षार धातुएं कम से कम विद्युतीय हैं और सोडियम लगभग 0.

9 दिखाता है और इसी तरह यदि आप पहले इलेक्ट्रॉन समानताएं देखते हैं तो फ्लोरीन शून्य से 322 किलो जूल प्रति लीटर दिखाता है और जबकि क्लोरीन फ्लोरीन से थोड़ा अधिक दिखाता है जो शून्य से तीन चालीस नौ है किलोजूल प्रति मोल जबकि ब्रोमीन का मान माइनस तीन पच्चीस है और आयोडीन के लिए यह माइनस दो नब्बे किलो जूल प्रति मोल है, जिसका अर्थ है कि यहां फ्लोरीन के लिए पहला इलेक्ट्रॉन आत्मीयता क्लोरीन की तुलना में थोड़ा कम है, क्योंकि फ्लोरीन का आकार बहुत छोटा होता है जब आप इसे कम करने के लिए अतिरिक्त इलेक्ट्रॉन लगा रहे हैं, आप अनिवार्य रूप से आठ इलेक्ट्रॉनों को छोटे परमाणु के बहुत करीब रख रहे हैं और अंतर इलेक्ट्रॉन प्रतिकर्षण आह के कारण इसका इलेक्ट्रॉन आत्मीयता मूल्य क्लोरीन की तुलना में बहुत कम है जबकि क्लोरीन में थोड़ा बड़ा आकार होने के कारण यह हो सकता है इसे क्लोराइड आयन के रूप में बनाने के लिए लिए गए इलेक्ट्रॉन को आराम से समायोजित करें जिसका अर्थ है इलेक्ट्रो न ऋणात्मकता एक अणु में एक परमाणु की प्रवृत्ति को इलेक्ट्रॉन को अपनी ओर आकर्षित करने के लिए संदर्भित करती है, सबसे बुद्धिमानी से उपयोग किए जाने वाले पैमाने को लिनस पोलिंग द्वारा विभाजित किया जाता है जैसा कि मैंने उल्लेख किया था कि यह बांड ऊर्जा पर आधारित है, सबसे अधिक विद्युतीय तत्व आवर्त सारणी के शीर्ष दाईं ओर हैं

पोलिंग सेल पर चार शून्य के अधिकतम मान के साथ फ्लोरीन सबसे अधिक विद्युतीय है और कम से कम इलेक्ट्रोनगेटिव परमाणु एस ब्लॉक में हैं जो कि एस एक और एस दो ब्लॉक है जो कि क्षार धातु और क्षारीय पृथ्वी धातु है

इसलिए इलेक्ट्रोनगेटिविटी भविष्यवाणी करने के लिए एक बहुत ही उपयोगी सामान्य पैरामीटर है एक तत्व का सामान्य रासायनिक व्यवहार और बंधन प्रकार का अच्छा संकेत देता है बड़े विद्युत नकारात्मकता अंतर वाले दो तत्व आयनिक यौगिक बनाते हैं उदाहरण के लिए जब वे समूह एक या समूह दो तत्वों के साथ बातचीत करते हैं उदाहरण के लिए यदि आप सोडियम क्लोराइड को इसका बंधन मानते हैं प्रकृति में आयनिक है छोटे इलेक्ट्रॉनिक अंतर पर्याप्त होते हैं जब तत्वों में से एक अत्यधिक इलेक्ट्रो पॉज़ होता है बहुत समान या मध्यवर्ती इलेक्ट्रोनगेटिविटी मान वाले दो तत्व सहसंयोजक बंधन बनाते हैं उदाहरण के लिए यदि आप मीथेन में  $CH_4$  बंधन पर विचार करते हैं तो यह प्रकृति में सहसंयोजक है कार्बन और हाइड्रोजन के बीच इलेक्ट्रॉनिक अंतर न्यूनतम है जिसका अर्थ है कि कार्बन में 2.

5 है जबकि हाइड्रोजन में 2.

1 है परिणामस्वरूप आप इसे सहसंयोजक बंधन होने का अनुमान लगा सकते हैं और मैंने यहां आवर्त सारणी में सभी तत्वों के सापेक्ष परमाणु आकार दिखाए हैं जिन्हें आप ध्यान से देख सकते हैं और प्रत्येक समूह परमाणु आकार बढ़ता है और प्रत्येक पंक्ति में परमाणु आकार घटता है कारण बहुत सरल है और यदि आप समूह में दिए गए तत्वों पर विचार करते हैं तो आकार लगातार बढ़ रहा है क्योंकि अधिक से अधिक इलेक्ट्रॉनों को अगले उच्च कक्ष में जोड़ा जाता है और इसके परिणामस्वरूप परमाणु आकार बढ़ता है और समूह 1 खोया तत्व सबसे बड़ा परमाणु आकार होता है जबकि हीलियम होता है सबसे छोटा परमाणु आकार है और यदि आप उदाहरण अवधि 2 के लिए देखते हैं जहां हमारे पास लिथियम बेरिलियम बोरॉन कार्बन नाइट्रोजन ऑक्सीजन है  $f$  ल्यूओरीन और नियॉन यहां मूल रूप से जोड़े गए इलेक्ट्रॉन एक ही शेल में जा रहे हैं, जिसके परिणामस्वरूप प्रभावी परमाणु चार्ज बढ़ रहा है, परिणामस्वरूप जोड़े गए इलेक्ट्रॉन नाभिक के बहुत करीब आ रहे हैं और आप परमाणु आकार के सिकुड़न को देख सकते हैं,

इसलिए इन प्रवृत्तियों का पालन किया जाता है सभी समूह उदाहरण के लिए आप किसी भी समूह को लेते हैं, भारी तत्व आकार में बड़े होते हैं और परमाणु आकार समूह के नीचे लगातार बढ़ता जाता है और परमाणु आकार लगातार एक अवधि में घटता जाता है, इसका मतलब है कि अब हम मुख्य समूह तत्वों और उनके यौगिकों को देखते हैं और आधारित संबंध प्रकारों पर ठीक है हम मुख्य समूह तत्वों के यौगिकों को आयनिक सहसंयोजक या बहुलक से आणविक में वर्गीकृत कर सकते हैं मुख्य समूह तत्वों के रसायन शास्त्र की सामान्य विशेषताएं और उनके चयनित यौगिकों को केवल इलेक्ट्रोनगेटिविटी में भिन्नता का विश्लेषण और तर्कसंगत करके समझा जा सकता है

एक बहुत ही उपयोगी गुणात्मक उपकरण के रूप में तत्व मुख्य समूह तत्वों के सबसे महत्वपूर्ण घटक हैं  $ts$  हाइड्राइड ऑक्साइड और हैलाइड हैं और निश्चित रूप से हम यौगिकों के एक अन्य समूह पर भी विचार कर सकते हैं जैसे कि ऑर्गेमेटेलिक यौगिक कार्बन या कार्बनिक मौएट्स के साथ मुख्य समूह तत्वों की बातचीत है, जिसका अर्थ है कि समग्र रूप से, हालांकि यह मुख्य समूह तत्वों के सभी उपलब्ध यौगिकों की तरह दिखता है।

हाइड्राइड बनाने के लिए हाइड्रोजन के साथ सभी तत्वों की बातचीत को आसानी से चार श्रेणियों में वर्गीकृत किया गया, मुख्य समूह तत्वों के सभी तत्वों को ऑक्साइड बनाने के लिए ऑक्सीजन के साथ बातचीत करने के लिए और अन्य ऑक्सीजन समूह तत्वों जैसे सल्फर सेलेनियम और टेल्यूरियम तक बढ़ाया जा सकता है और बातचीत भी फ्लोरीन थोरामाइन क्लोरीन ब्रोमीन आयोडीन सहित हलोजन श्रृंखला वाले सभी मुख्य समूह तत्वों की

और और यदि आप यौगिकों के इन चार वर्गों के रुझानों को समझते हैं तो मुख्य समूह तत्वों के रसायन शास्त्र को समझना बहुत आसान होगा, इसलिए वर्गीकरण बहुत सरल है आइए हम देखें  $p$  ब्लॉक तत्वों की कुछ विशेषताएं  $an$  डी गुण कैसे वे पी ब्लॉक तत्वों को बदलते हैं अनिवार्य रूप से गैर-धातु तत्व होते हैं और निश्चित रूप से धातु गर्मी और बिजली के अच्छे संचालक होते हैं और ठोस धातुओं में इलेक्ट्रॉनों को पूरी सामग्री पर व्यापक रूप से स्थानांतरित किया जाता है जिसका अर्थ है कि वैलेंस इलेक्ट्रॉनों जो भी आप में आते हैं एक विशिष्ट धातु वे जाली में उस विशेष परमाणु के वैलेंस शेल तक ही सीमित नहीं हैं, वे स्वतंत्र रूप से अगले परमाणु में जा सकते हैं, जिसका अर्थ है कि आप मान सकते हैं जैसे कि परमाणु की सतह पर इलेक्ट्रॉनों की एक धारा चलती है, जो उन्हें गर्मी का अच्छा संचालक बनाती है और बिजली और यह संपत्ति बढ़ जाती है क्योंकि हमारे पास वैलेंस शेल में अधिक से अधिक इलेक्ट्रॉन होते हैं और इस संदर्भ में गैर-धातु तत्व अनिवार्य रूप से इन्सुलेटर होते हैं और पी ब्लॉक के केंद्र में स्थानीय सहसंयोजक बंधनों से बनने के बजाय कोई डेलोकलाइजिंग बॉन्डिंग नहीं होती है, तथाकथित हैं बोरॉन और

सिलिकॉन जैसे मेटलॉइड तत्व जो मध्यवर्ती इलेक्ट्रॉनगेटिविटी दिखाते हैं, वे भी दिखाते हैं धातुओं की तुलना में अपेक्षाकृत कम विद्युत चालकता लेकिन यह धात्विक गुण तापमान के साथ बढ़ता है जिसका अर्थ है कि हम आवर्त सारणी में कह सकते हैं यदि आप तत्वों को देखते हैं तो अधातु गुण एक अवधि में बढ़ जाते हैं और धात्विक गुण समूह के मुख्य समूह तत्वों में बढ़ जाते हैं।

मोटे तौर पर दो से कम इलेक्ट्रॉनगेटिविटी वाली धातुओं के रूप में वर्गीकृत किया जा सकता है, गैर धातुओं के रूप में दो बिंदु दो से अधिक इलेक्ट्रॉनगेटिविटी के साथ गैर धातुओं के रूप में, जिसका अर्थ है कि मुख्य समूह तत्वों को केवल धातुओं के रूप में वर्गीकृत किया जा सकता है यदि इलेक्ट्रॉनिक पेड़ का मूल्य दो से कम है और गैर-धातुओं के रूप में वर्गीकृत किया जा सकता है।

यदि उनके पास दो बिंदु दो से अधिक इलेक्ट्रॉनगेटिविटी है तो इस पैमाने के साथ हम तत्वों को धातु और गैर-धातु के रूप में वर्गीकृत करने में सक्षम होना चाहिए और कुछ मामलों में मेटलॉइड्स या अर्धचालक आइए हम पहली लंबी अवधि पर विचार करें गुणों में परिवर्तन को अच्छी तरह से समझा जा सकता है सोडियम से शुरू होने वाले और आर्गन के साथ समाप्त होने वाले पहले लॉग अवधि को देखकर सोडियम और मैग्नीशियम दोनों विद्युत धनात्मक धातु हैं, अगला तत्व एल्यूमीनियम एक धातु है, लेकिन समूह 14 में कई सहसंयोजक यौगिकों के रूप में गैर-धातुओं की कई विशेषताओं को दर्शाता है, कार्बन एक गैर धातु है जबकि सिलिकॉन एक धातु है और अर्धचालक होने के कारण इसमें ऐसे यौगिक हैं जो विशेषताओं को दिखाते हैं।

समूह 15 में धातु और अधातु दोनों यौगिकों में से नाइट्रोजन एक वास्तविक अधातु है और फास्फोरस भी एक अधातु है, हालांकि फॉस्फोरस के बाद शेष तत्व वास्तव में अधातु हैं, लेकिन कुछ धात्विक गुणों के साथ और यदि आप इसमें देखते हैं सुरमा और बिस्मथ धातु के गुण बढ़ जाते हैं और बिस्मथ एक मुख्य समूह धातु है और समूह 16 और 17 के मामले में सल्फर और क्लोरीन असली गैर-धातु हैं सल्फर मुख्य रूप से सहसंयोजक s8 रिंगों में मौजूद है और अन्य रूपों में या यहां तक कि उच्च रिंग फॉर्म और क्लोरीन में भी मौजूद है।

द सहसंयोजक बंधित अणु बनाता है आर्गन परिवेशी परिस्थितियों में एक परमाणु गैस के रूप में मौजूद होता है और रासायनिक बंधन में भाग नहीं लेता है s दो p छह इलेक्ट्रॉनिक कॉन्फिगरेशन होने के कारण इसके क्षेत्र वॉलेंस शेल और इससे जुड़ी बहुत उच्च आयनीकरण ऊर्जा में जा रहे हैं, लेकिन जब हम किसी भी मुख्य समूह में नीचे जाते हैं तो तत्व इलेक्ट्रो-नकारात्मकता में कमी के समानांतर चरित्र में अधिक धात्विक हो जाते हैं, जिसका अर्थ है इलेक्ट्रॉनगेटिविटी को सीधे धात्विक गुणों से सहसंबद्ध किया जा सकता है क्योंकि इलेक्ट्रॉनगेटिविटी घट जाती है धातु की संपत्ति बढ़ जाती है क्योंकि इलेक्ट्रॉनिक वृद्धि एक अवधि के रूप में होती है गैर-धातु गुण मुख्य समूह तत्व यौगिकों के गुणों को बढ़ाता है जैसे कि हाइड्राइड्स आयनिक से लेकर एस ब्लॉक धातुओं के मामले में इसका मतलब है कि क्या आप क्षार धातुओं या क्षारीय पृथ्वी धातुओं के हाइड्राइड बनाते हैं, वे अनिवार्य रूप से बेरिलियम के अपवाद के साथ आयनिक हाइड्राइड होते हैं, जिसमें बेरिलियम के छोटे आकार के कारण सहसंयोजक चरित्र होता है और जबकि एल्यूमीनियम के मामले में यह बहुलक होता है और पी ब्लॉक तत्वों के बाकी हाइड्राइड अनिवार्य रूप से सहसंयोजक होते हैं।

समूह एक और समूह दो को हाइड्राइड करता है तत्व हाइड्रोजन की तुलना में कम विद्युतीय होते हैं जो कि नाइट्रोजन नौ बिंदु दिखाता है जबकि हाइड्रोजन गतिविधि दो बिंदु एक है

इसलिए बंधन अनिवार्य रूप से आयनिक होते हैं और वे यौगिक बनाते हैं जिनकी संरचना  $MH$  होती है क्योंकि यहां क्षार धातु मौजूदा प्लस वन अवस्था और हाइड्रोजन माइनस वन अवस्था में होगी, ये हाइड्राइड पानी पैदा करने वाली हाइड्रोजन गैस के साथ बहुत हिंसक प्रतिक्रिया करते हैं और बेरिलियम और बोरॉन के लिए हाइड्रोजन के साथ इलेक्ट्रॉनगेटिविटी अंतर बहुत छोटा होता है और बेरिलियम हाइड्राइड सहसंयोजक होता है और बोरॉन हाइड्राइड भी सहसंयोजक क्लस्टर होते हैं और निश्चित रूप से यहां क्लस्टर का गठन अनिवार्य रूप से इलेक्ट्रॉन की कमी के कारण होता है कॉन्फिगरेशन हमारे पास दो पी एक है जहां एच न्यूनतम बांड बनाने के लिए हम दो इलेक्ट्रॉनों के प्रभारी हैं परिणामस्वरूप बोरॉन हाइड्राइड कई तटस्थ और साथ ही आयनिक हाइड्राइड बनाते हैं जिन्हें हम समूह 13 में देखते समय अधिक विस्तार से देखेंगे।

समूह 14 में रसायन हाइड्रेट सभी सहसंयोजक आणविक प्रजातियां हैं जो  $CH_4$  .

की विशिष्ट हैं 4 जो मीथेन है इसी तरह समूह 15 16 और 17 तत्व हाइड्राइड सभी सहसंयोजक आणविक प्रजातियां हैं और जलीय घोल में इन हाइड्राइड्स की अम्लता दाईं ओर बढ़ने पर बढ़ जाती है क्योंकि एच और तत्व के बीच इलेक्ट्रो नकारात्मकता अंतर बढ़ता है और एचएक्स बांड के मामले में हैलोजन अधिक ध्रुवीकृत हो जाते हैं और यह एक ध्रुवीय सहसंयोजक बंधन होगा जिसमें हाइड्रोजन पर डेल्टा प्लस चार्ज और हलाइड्स पर डेल्टा माइनस होता है, इसका भौतिक गुणों जैसे कि कथनांक और अन्य चीजों पर प्रभाव पड़ता है, उन चीजों का हम संबंधित समूह में अधिक विस्तार से अध्ययन करेंगे।

रसायन शास्त्र आइए हम इस समस्या पर विचार करें,

इसलिए इलेक्ट्रॉनगेटिविटी नकारात्मकता 0.

9 और 3.

5 वाले तत्वों द्वारा पाए जाने वाले हाइड्राइड के गुणों की भविष्यवाणी करें, जिसका अर्थ है कि हमारे पास मुख्य समूह तत्वों के दो तत्व हैं जिनकी इलेक्ट्रॉनगेटिविटी वैल्यू 0.

9 और 3.

5 है और हम हाइड्रोजन की इलेक्ट्रॉनगेटिविटी को जानते हैं जो कि 2.

1 है।

यदि हाइड्रोजन इलेक्ट्रॉनगेटिविटी 0.

9 वाले तत्व के साथ इंटरैक्ट करता है तो उसे होना चाहिए प्रकृति में आयनिक और इसी तरह जब इलेक्ट्रॉनगेटिविटी वाला तत्व 3.

5 हाइड्रोजन के साथ इंटरैक्ट करता है और यदि हाइड्राइड बनता है तो प्रकृति में सहसंयोजक होना चाहिए, तो आप यहां मेरे द्वारा दिए गए उत्तर

को देख सकते हैं और आपने देखा है कि सोडियम में 0.

9 इलेक्ट्रॉनगेटिविटी है जिसका अर्थ है कि यह आसानी से है नाह प्रकार का हाइड्राइड बनाता है जबकि 3.

5 के मामले में यह क्लोरीन है, यह अनिवार्य रूप से हाइड्रोजन क्लोराइड या एचसीएल है,

इसलिए पहला आयनिक हाइड्राइड है और दूसरा सहसंयोजक हाइड्राइड है, इस प्रकार यह मान आपको संबंध की प्रकृति को समझने में मदद करेगा।

और हाइड्राइड जैसे मुख्य समूह तत्वों के संबंधित यौगिकों के गुण भी क्लोराइड के गुण मोटे तौर पर समान पैटर्न का पालन करते हैं जिसमें धातुओं के फ्लोराइड आयनिक होते हैं और गैर धातु समूह एक और समूह दो धातुओं के लिए सहसंयोजक अणु होते हैं, बेरिलियम क्लोराइड को छोड़कर फिर से आयनिक ठोस होते हैं जो पानी में तटस्थ समाधान बनाते हैं, छोटे अत्यधिक ध्रुवीकरण धातु आयनों के क्लोराइड जैसे बेरिलियम एल्युमिनियम गैलियम और कुछ अन्य तत्व ठोस अवस्था में बहुलक हैं, समूह 14 और 15 तत्वों के अधिकांश क्लोराइड और बीसीएल तीन या आणविक सहसंयोजक प्रजातियां पी ब्लॉक तत्वों के क्लोराइड और बेरिलियम आम तौर पर पानी में एसिड समाधान देते हैं क्योंकि वे आसानी से इसमें घुलने के बजाय इसके साथ आसानी से प्रतिक्रिया करता है और सिलिकॉन टेट्राक्लोराइड के विपरीत कार्बन टेट्राक्लोराइड एक अम्लीय घोल देने के लिए पानी के साथ प्रतिक्रिया नहीं करता है और यह विशुद्ध रूप से गतिज प्रभाव है मैं आपको बताऊंगा कि  $CCl_4$  पानी के साथ प्रतिक्रिया क्यों नहीं करता है जबकि  $SiCl_4$  पानी के साथ आसानी से प्रतिक्रिया करता है।

हाइड्रोजन क्लोराइड के निर्माण के माध्यम से  $SiO_2$  बनाने के लिए हाइड्रोलिसिस उन चीजों पर हम समूह 14 रसायन विज्ञान में चर्चा करेंगे, आइए हम मुख्य समूह ऑक्साइड के लिए मुख्य समूह तत्व ऑक्साइड पर विचार करें

, केंद्र में पॉलीमैरिक ऑक्साइड के माध्यम से निचले बाएं तत्वों के लिए आयनिक ऑक्साइड से समान प्रवृत्ति है।

जिनमें से कई उभयधर्मी प्रकृति के दो आणविक सहसंयोजक ऑक्साइड हैं पी ब्लॉक के सबसे दाहिने तरफ उच्च इलेक्ट्रॉनगेटिविटी के तत्व ऑक्सीजन दूसरा सबसे इलेक्ट्रॉनगेटिव तत्व है जो समूह एक और समूह दो तत्वों के साथ आयनिक ऑक्साइड बनाता है उदाहरण के लिए यदि आप सोडियम ऑक्साइड पर विचार करते हैं तो ना दो ओ और कैल्शियम ऑक्साइड काओ है जो बुनियादी हैं ऑक्साइड क्यों हम इसे मूल ऑक्साइड कहते हैं, जब आप पानी के साथ सोडियम ऑक्साइड या कैल्शियम ऑक्साइड का इलाज करते हैं तो वे आसानी से संबंधित धातु के अत्यधिक क्षारीय घोल बनाते हैं उदाहरण के लिए सोडियम ऑक्साइड के मामले में हमें कैल्शियम ऑक्साइड के मामले में सोडियम हाइड्रॉक्साइड मिलता है, हमें कैल्शियम हाइड्रॉक्साइड मिलता है।

और

इसलिए क्षार और क्षारीय पृथ्वी धातुओं के ऑक्साइड को मूल ऑक्साइड कहा जाता है, इसका मतलब है कि सोडियम एच ऑक्साइड जब पानी के साथ प्रतिक्रिया करता है तो यह सोडियम हाइड्रॉक्साइड देता है इसी तरह कैल्शियम ऑक्साइड जब यह पानी के साथ प्रतिक्रिया करता है तो यह कैल्शियम हाइड्रॉक्साइड जैसे बहुत मजबूत क्षार समाधान बनाता है।

$CaO$  के रूप में दो बार लिखें यहाँ दो  $NaOH$  समूह तेरह ऑक्साइड हैं जैसे बोरॉन ट्रायऑक्साइड और एल्युमिनियम ट्रायॉक्स विचार पॉलीमैरिक हैं और एल्यूमीनियम ट्रायऑक्साइड प्रकृति में एम्फोटेरिक है, कोई भी एम्फोटेरिक ऑक्साइड अम्लीय और साथ ही समूह 14 में मूल समाधान दोनों में घुल जाता है, कार्बन मोनोऑक्साइड कार्बन डाइऑक्साइड जैसे सबसे हल्के तत्व के ऑक्साइड कार्बन मोनोऑक्साइड कार्बन डाइऑक्साइड एक और कार्बन ऑक्साइड है जिसे कार्बन सबऑक्साइड कहा जाता है।

वह सी तीन ओ दो विपरीत सिलिका है जो सिलिकॉन डाइऑक्साइड है एक बहुलक ऑक्साइड है सह दो एक अम्लीय ऑक्साइड है क्योंकि यह पानी में घुलकर एक अम्लीय घोल देता है जिसका अर्थ है कि इलेक्ट्रो पॉजिटिव धातु ऑक्साइड प्रकृति में बुनियादी हैं जबकि पी ब्लॉक तत्व ऑक्साइड प्रकृति में अम्लीय होते हैं क्योंकि वे समूह 15 में पानी के साथ बातचीत करते समय एसिड समाधान देते हैं और नाइट्रोजन के 16 ऑक्साइड सभी आणविक सहसंयोजक प्रजातियां हैं, जिनमें से कई अम्लीय हैं जबकि सल्फर जो कि सल्फर डाइऑक्साइड और सल्फर ट्रायऑक्साइड दोनों प्रकृति में अम्लीय हैं या वे उदाहरण के लिए अम्लीय ऑक्साइड हैं

इसलिए तीन जब इसकी प्रतिक्रिया पानी के साथ प्रतिक्रिया करती है तो यह आसानी से ज दो तो चार बनाता है कि  $Me$  उत्तर इसे केवल प्लस प्लस के रूप में भी दिखाया जा सकता है

इसलिए चार दो माइनस समान रूप से समूह सत्रह और समूह अठारह केवल क्सीनन में समूह अठारह के मामले में वे ऑक्साइड बनाते हैं जो प्रकृति में आणविक प्रजातियां हैं आइए हम उन बंधन अवधारणाओं को देखें जो समझने के लिए उपयोग की जाती हैं मुख्य समूह तत्व यौगिकों की ज्यामिति और आकार इस प्रयास में कुछ संरचना और बंधन अवधारणाओं के साथ आने की इस प्रक्रिया में मुख्य समूह तत्वों में बंधन की व्याख्या करने के लिए योगदान सबसे बड़ा योगदान 1916 में गिल्बर्ट न्यूटन लुईस से आया था, उन्होंने सिद्धांत का प्रस्ताव दिया बर्कले में कैलिफोर्निया विश्वविद्यालय में बॉन्डिंग की और उन्होंने आवर्त सारणी में इलेक्ट्रॉनों के बारे में जानकारी जोड़ी और उन्होंने भारी पानी के शुद्धिकरण पर भी काम किया जो कि  $D_2O$  है और उन्होंने एसिड बेस थ्योरी का भी प्रस्ताव रखा और एसिड-बेस इंटरैक्शन को समझने में उनका योगदान बहुत बड़ा है।

यही कारण है कि उनकी अवधारणा को लुईस एसिड बेस अवधारणा के रूप में भी जाना जाता है और उन्होंने इसमें भी काम किया फोटो रसायन विज्ञान के क्षेत्र में और वास्तव में उन्हें नोबेल पुरस्कार के लिए 41 बार नामांकित किया गया था और वह 23 मार्च 1946 को अपनी प्रयोगशाला में मृत पाए गए थे जब वे हाइड्रोजन साइनाइड के साथ काम कर रहे थे और कुछ लोगों ने सोचा कि उन्होंने आत्महत्या कर ली है, लेकिन उनका जीवन समाप्त हो गया एक बहुत ही दुखद नोट और उन्हें तब तक याद किया जाएगा जब तक कि कई प्रयोगशालाओं में मुख्य समूह रसायन विज्ञान का अभ्यास किया जाता है और उनका योगदान उन सभी मुख्य समूह तत्वों की ज्यामिति बंधन और प्रतिक्रियाशीलता को समझने के लिए परिष्कृत करने और अवधारणाओं के साथ आने में बहुत बड़ा है, जिन पर हम चर्चा कर रहे थे।

इस शीर्षक के तहत तत्वों और आवधिक गुणों के वर्गीकरण के बारे में हमने कई नए शब्द सीखे हैं जो इलेक्ट्रॉनगेटिविटी इलेक्ट्रॉन आत्मीयता या इलेक्ट्रॉन लगाव और थैलेपी और आयनीकरण ऊर्जा और फिर इलेक्ट्रॉनिक कॉन्फिगरेशन हैं

इसलिए पी ब्लॉक तत्व और एस ब्लॉक तत्व अनिवार्य रूप से मुख्य समूह तत्व हैं और हमारे पास है दो एस ब्लॉक तत्व जिनके वैलेंस शेल में एक इलेक्ट्रॉन होता है, वे  $ca1$  .

हैं लेड क्षार धातुओं में उनके वैलेंस शेल में दो इलेक्ट्रॉन होते हैं जिनमें क्षारीय पृथ्वी धातुएं होती हैं और हमारे पास दो पी एक बोरॉन से शुरू होकर एस टू पैप सिक्स तक नियॉन के साथ होता है, जिसका अर्थ है कि पांच तत्वों के छह समूह होते हैं जिनमें एस दो पी एक दो एस दो होते हैं। उनके वैलेंस शेल में तीन से आठ इलेक्ट्रॉन होते हैं और हम उन सापेक्ष आकारों को भी देखते हैं जो समूह के नीचे बढ़ते हैं और परमाणु आकार भी एक अवधि में घटते हैं और एक अवधि के दौरान इलेक्ट्रॉनगेटिविटी भी बढ़ जाती है और एक समूह में इलेक्ट्रॉनगेटिविटी कम हो जाती है और इसी तरह इलेक्ट्रो पॉजिटिविटी नीचे बढ़ जाती है।

समूह और इनमें से कुछ चीजें यदि आपको याद है कि उनकी रसायन शास्त्र को समझना बहुत आसान होगा और सुविधा के लिए मुख्य समूह तत्वों के सभी यौगिकों को केवल चार श्रेणियों में वर्गीकृत किया जा सकता है, एक हाइड्रोजन के साथ सभी मुख्य समूह तत्वों की बातचीत है यौगिकों को हाइड्राइड कहा जाता है ये हाइड्राइड या तो आयनिक हाइड्राइड हो सकते हैं या सहसंयोजक हाइड्राइड ध्रुवीय सहसंयोजक प्रोप वाले होते हैं  $erty$  या गैर ध्रुवीय सहसंयोजक गुण और वे भी हम धातु हाइड्राइड में आ जाएंगे और ऑक्साइड के साथ फिर से क्षार धातु और क्षारीय पृथ्वी धातु आयनिक ऑक्साइड बनाते हैं और जो प्रकृति में बुनियादी होते हैं जबकि  $p$  ब्लॉक तत्व ऑक्साइड बनाते हैं जो अनिवार्य रूप से प्रकृति में अम्लीय होते हैं और एक ही चीज है लाइडों के मामले में यह सत्य है कि सभी मुख्य समूह तत्व हैलोजन के साथ परस्पर क्रिया करके संगत हैलाइड बनाते हैं और क्षार धातु और क्षारीय पृथ्वी धातुओं के ये हैलाइड आयनिक प्रकृति के होते हैं और ये पानी में आसानी से अलग हो जाते हैं जबकि  $p$  ब्लॉक तत्वों के हाइड्रेट प्रकृति में सहसंयोजक होते हैं

इसलिए कुछ इन बातों को हमने समझ लिया है और ये पहलू जो कुछ भी समझ में आता है वह बहुत काम आएगा जब हम अलग-अलग समूहों के रसायन विज्ञान पर चर्चा करना शुरू करते हैं और इससे पहले कि मैं अलग-अलग समूहों के रसायन विज्ञान पर आगे बढ़ूं, मैं संरचना और बंधन अवधारणाओं और संरचना और बंधन अवधारणाओं पर चर्चा करूंगा।

लुईस डॉट संरचनाओं से शुरू होकर आज हमारे पास जो अणु है, विकसित हुआ है ऑर्बिटल थ्योरी जहां हम परमाणु ऑर्बिटल्स के रेखिक संयोजन को बहुत ही रोचक आणविक ऑर्बिटल्स पर पहुंचने पर विचार करते हैं जो मुख्य समूह तत्वों के लगभग सभी गुणों की व्याख्या कर सकते हैं इन सभी चीजों पर मैं अपने अगले व्याख्यान में चर्चा करूंगा आह बहुत बहुत धन्यवाद विदेशी