

મારું નામ મારુવનજી શિવરામ્ય બાલકૃષ્ણ છે જે એમએસ બાલકૃષ્ણ છે હું ઈન્ડિયન ઈન્સ્ટિટ્યૂટ ઓફ ટેક્નોલોજી બીએ મુંબઈમાં રસાયણશાસ્ત્રની પ્રોફેસર છું, હું 1996 થી ત્યાં છું અને અકાર્બનિક રસાયણશાસ્ત્રના તમામ પાસાઓ ઓર્ગેનિક કેમિસ્ટ્રીમાં ભણાવું છું અને વ્યાપક ક્ષેત્રમાં સંશોધન પણ કરું છું.

અકાર્બનિક રસાયણશાસ્ત્રની મારી સંશોધન ઠચિઓમાં મુખ્ય જૂથ તત્વો અને સ્થાનાંતરિત તત્વોની રસાયણશાસ્ત્રનો સમાવેશ થાય છે અને અમે નવા ફોસ્ફોઈન્સ અને ફોસ્ફોરસ આધારિત સંયોજનોની રચના પણ કરીએ છીએ જેથી તેમના સંકલન રસાયણશાસ્ત્ર ઓર્ગેનોમેટાલિક રસાયણશાસ્ત્રનું અન્વેષણ કરવામાં આવે અને સજાતીય ઉત્પ્રેરક તરીકે કાર્બનિક રૂપાંતરણમાં તેમની સંભવિત ઉપયોગિતા પણ અમે કેન્સર વિરોધી અભ્યાસ કરીએ છીએ.

કોપર વન કોમ્પ્લેક્સ ઓફ ફોસ્ફોઈન્સ અને તેમાં કેટલાક પાયરિડિન લિગાન્ડ્સ ધરાવતાં ગુણધર્મો જ્યારે હું ઓફર કરવા જઈ રહ્યો છું ત્યારે તેમાં લગભગ 12 થી 13 લેક્ચર્સ છે અને મેં મુખ્ય જૂથ રસાયણશાસ્ત્રને ચાર શ્રેણીઓમાં વર્ગીકૃત કર્યું છે, એક હાઇડ્રાઈડ્સ બનાવતા ખાતર તત્વોનું રસાયણશાસ્ત્ર છે.

તે મુખ્ય જૂથ તત્વ હાઇડ્રો છે આઇડ્સ અને મુખ્ય જૂથ તત્વ ઓક્સાઇડ્સ અને મુખ્ય જૂથ તત્વ હલાઇડ્સ મેં કાર્બન અને કાર્બનિક ભાગો સાથેના મુખ્ય જૂથ તત્વોની ક્રિયાપ્રતિક્રિયાનો પણ સમાવેશ કર્યો છે જેથી ઓર્ગેનોમેટાલિક સંયોજનો રચાય.

વલણો અને સામયિક ગુણધર્મો મેં મુખ્ય જૂથ રસાયણશાસ્ત્રમાં ઉપયોગમાં લેવાતા બંધન ખ્યાલ વિશે પણ વાત કરી છે જો કે હું મોલેક્યુલર ઓર્બિટલ થિયરી માટે સમર્થન કરી શક્યો નથી જે હું પછીના તબક્કે કરીશ અને

તેથી સમય મર્યાદાઓને કારણે હું અન્ય કેટલાક પાસાઓનો સમાવેશ કરી શક્યો નથી.

આ કોર્સમાં મુખ્ય જૂથ તત્વો સાથે સંબંધિત છે, ઉદાહરણ તરીકે સમસ્યાઓનું નિરાકરણ અને આમાંના કેટલાક તત્વોનો વિવિધ ઉપયોગોમાં ઉપયોગ તેમજ રોજિંદા જીવનમાં આપણે જે રસાયણશાસ્ત્રનો સામનો કરીએ છીએ,

તેથી આ બધી બાબતો મેં મારા આગામી અભ્યાસક્રમમાં આયોજન કર્યું છે જે બનવા જઈ રહ્યું છે.

જાન્યુઆરી 2018 માં આવી રહ્યું છે ત્યાં એક સંપૂર્ણ સુવિધાયુક્ત અભ્યાસક્રમ છે જેમાં માઇના તમામ પાસાઓ છે n જૂથ રસાયણશાસ્ત્ર જેમાં સ્પેક્ટ્રોસ્કોપિક પાસાઓના તમામ બંધન પાસાઓનો સમાવેશ થાય છે અને કેટલીક સમસ્યાઓ અને વિવિધ nmr તકનીકો અને અન્ય વસ્તુઓનો ઉપયોગ કરીને સંયોજનોને કેવી રીતે વર્ગીકૃત કરી શકાય છે અને તે પણ વચ્ચે હું કેટલીક રસાયણશાસ્ત્ર વિશે વાત કરવા ઉપરાંત તત્વો અને તેમની શોધની કેટલીક રસપ્રદ વાર્તાઓ શામેલ કરવાનો પ્રયાસ કરી રહ્યો છું.

આપણે રોજબરોજના જીવનમાં જોઈએ છીએ ઉદાહરણ તરીકે તમે ડુંગળી લો, પછી ભલે તે કાંદાની કિંમત 20 રૂપિયા હોય કે 200 રૂપિયા હોય કે કોણ તેને ક્યાં કાપે છે તે ક્યા હેતુથી કાપવામાં આવે છે અને જે કાપે છે તે દરેકને કેવી રીતે કાપવામાં આવે છે.

તે રડે છે અથવા તે વ્યક્તિની આંખમાં આંસુ લાવે છે જે તેને હળવા નોટ પર કાપે છે તે એક અનુકરણીય અને સાર્વત્રિક બિનસાંપ્રદાયિક શાકભાજીની મજાક છે તો પછી ડુંગળી પાછળનું રસાયણ શું છે જે હકીકતમાં જ્યારે તમે ડુંગળી કાપતા હોવ ત્યારે પ્રોપેન થિયોલ નામનું રસાયણ લોકોને રડાવે છે.

s ઓક્સાઇડ સલ્ફર ઓક્સાઇડ બહાર આવે છે જે ડુંગળીમાં હાજર અન્ય એન્ઝાઇમ સાથે ક્રિયાપ્રતિક્રિયા કરીને સલ્ફર ટ્રાયઓક્સાઇડ સલ્ફર ટ્રાઇ એસિડ ઉત્પન્ન કરે છે.

s જ્યારે તે હવનચલન શરૂ કરે છે ત્યારે તે આંખોમાં હાજર ભેજ સાથે ક્રિયાપ્રતિક્રિયા કરે છે અને સલ્ફ્યુરિક એસિડ બનાવે છે જે આપણી આંખોમાં બળતરા કરવાનું શરૂ કરે છે અને વધુને વધુ આંસુ તેને પાતળું કરવા અને તેને ધોવા માટે આવે છે અને ઉદાહરણ તરીકે ત્રણ વત્તા h બે o આપે છે h બે

તેથી ચાર જેવા તેમાં ઘણી રસપ્રદ બાબતો છે જે હું મુખ્ય જૂથ તત્વોના રસાયણશાસ્ત્ર પરના મારા પ્રવચનોની આગામી શ્રેણીમાં તમારી સાથે શેર કરવા માંગુ છું અને આ મારા વ્યાખ્યાન પહેલાં મારું ઇમેઇલ સરનામું પ્રદર્શિત કરવામાં આવશે અને સૂચનો આપવા માટે તમારું સ્વાગત છે અને જો તમારી પાસે હોય તો કોઈપણ પ્રશ્નો તમે ઇમેશા મને લખી શકો છો અને તે બધી બાબતો હું તમારી અનુમતિ સાથે મારી આગામી વ્યાખ્યાન શ્રેણીમાં શામેલ કરવાનો પ્રયાસ કરીશ, હું મારી વ્યાખ્યાન શ્રેણી શરૂ કરવા માંગુ છું, મને આશા છે કે તમને આનંદ થશે અને જો તમે મારા પ્રવચનો દ્વારા થોડી રસાયણશાસ્ત્ર શીખી શકશો.

સંગીત]

મુખ્ય જૂથ તત્વોના રસાયણશાસ્ત્ર પરના મારા પ્રથમ પ્રવચનમાં સ્વાગત છે, આ વ્યાખ્યાનમાં હું તત્વોની ગોઠવણી અને સામયિક સંપત્તિના મહત્વપૂર્ણ પાસાઓ વિશે ચર્ચા કરીશ.

s એટલે કે તત્વો અને સામયિક ગુણધર્મોનું વર્ગીકરણ હું આમાં પ્રવેશું તે પહેલાં હું

કેટલાક મહત્વપૂર્ણ લોકો અથવા વ્યક્તિઓ વિશે વાત કરવા માંગુ છું કે જેમણે કેટલાક જાણીતા તત્વોને ગોઠવવામાં નોંધપાત્ર યોગદાન આપ્યું છે અને પછી તેમના ભૌતિક અને રાસાયણિકને સમજવા માટે.

ગુણધર્મો

તેથી આ સંદર્ભમાં ઘણા લોકોએ કામ કર્યું છે જો કે જ્યારે આધુનિક સામયિક કોષ્ટક ચિત્રમાં આવ્યું ત્યારે મુખ્ય આર્કિટેક્ટ રશિયન રસાયણશાસ્ત્રી દિમિત્રી મંડલુ હતા અન્ય ઘણા

લોકોએ મેન્ડેલીવના સામયિક કોષ્ટકમાં નોંધપાત્ર યોગદાન આપ્યું

તેથી ચાલો આપણે તેમાંથી કેટલીક બાબતોની ચર્ચા કરીએ અને આજે તત્વોના વર્ગીકરણમાં અને સામયિક ગુણધર્મો પાસું આપણે જે

સમજવા જઈ રહ્યા છીએ તે તત્વોની સ્થિતિ છે જેનો અર્થ એ છે કે તત્વો ચોક્કસ જૂથમાં કઈ રીતે રાખવામાં આવે છે અને તે જૂથના બાકીના

તત્વો સાથે કેવી રીતે સંબંધિત છે અને તે ચોક્કસ પંક્તિમાં પણ તેનો અર્થ એ છે કે કેવી રીતે જૂથ મુજબ વર્ગીકરણ બનાવવામાં આવ્યું હતું કે કયા પરિમાણોની તપાસ કરવામાં આવી હતી આ તત્વોને જૂથ પ્રમાણે અને સમયગાળા પ્રમાણે વર્ગીકૃત કરતાં પહેલાં અને પછી આપણે સામયિક પ્રવાહો પર ધ્યાન આપીશું જેનો અર્થ થાય છે સંબંધિત અણુ કદ ઇલેક્ટ્રોનગેટિવિટી ઇલેક્ટ્રોન એફિનિટી આયનાઇઝેશન એથાલ્પી એ તમામ પાસાઓ કે તેઓ દરેક સમયગાળામાં અથવા જૂથમાં અણુઓ સાથે કેવી રીતે સંબંધિત છે અને પછી તત્વોને નામ આપીશું.

કોર્સ આહ હવે 118 તત્વો જાણીતા છે તે બધાને નામ આપવામાં આવ્યું છે જો કે ભવિષ્યમાં જો કેટલાક તત્વો શોધવામાં આવે તો કહો ઉદાહરણ તરીકે અણુ ક્રમાંક 120 133 r140 ધરાવતા આ iupac માટે તેમને નામ કેવી રીતે રાખવું તે માટે કેટલાક ધોરણો આપ્યા છે અને તેને કેવી રીતે અનુસરવું તે આપણે જોઈશું.

તેમાં પાછળથી અને એલિમેન્ટ્સનું spd અને f બ્લોક એલિમેન્ટ્સમાં વર્ગીકરણ પણ થાય છે જેનો અર્થ એ થાય છે કે મૂળભૂત રીતે તેઓ કેવી રીતે વર્ગીકૃત કરવામાં આવ્યા હતા તેનો અર્થ એ છે કે જો તેમની પાસે વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોનમાં ઇલેક્ટ્રોન હોય તો જો તેમની ઓર્બિટલમાં વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન હોય તો તેમને આવશ્યકપણે s બ્લોક તત્વો તરીકે ઓળખવામાં આવે છે અને જો તેમની પાસે p બ્લોક p ઓર્બિટલમાં વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન હોય તો તેમને

p બ્લોક તત્વો કહેવામાં આવે છે d અને f માં વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન્સને d અને f બ્લોક તત્વો તરીકે ઓળખવામાં આવે છે અને પછી આપણે ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં નોંધપાત્ર સામયિક પ્રવાહોની તપાસ કરીશું અને પછી આપણે તત્વોની પ્રતિક્રિયાશીલતાની તુલના પણ જોઈ શકીએ છીએ જેનો અર્થ એ છે કે મહત્વપૂર્ણ સંયોજનો શું છે.

આપણે મુખ્ય જૂથ તત્વોના સંદર્ભમાં આવીએ છીએ અને આપણે સમાન પ્રકારના અન્ય સંયોજનો સાથે અન્ય જૂથો સાથે કેવી રીતે તુલના કરી શકીએ તેનો અર્થ એ થાય કે આવશ્યકપણે આપણે આયનીકરણ એન્ટાલ્પી અને ધાતુના ગુણધર્મો વચ્ચેનો સંબંધ પણ દોરી શકીએ છીએ તેથી ચાલો તત્વોના વર્ગીકરણ માટેના આધારને જોઈએ.

એક જાણીતી હકીકત એ છે કે તત્વો એ છોડવા તેમજ નિર્જીવ બંને સહિત તમામ પ્રકારના પદાર્થોના મૂળભૂત એકમો છે અને તેમને જાણીને આશ્ચર્ય થશે કે જો તમે ભૂતકાળમાં 1800 સુધી જાણીતા તત્વોની સંખ્યા પર ધ્યાન આપો તો માત્ર 31 તત્વો જ જાણીતા હતા.

પછીના 65 વર્ષોમાં સંખ્યા વધીને 63 થઈ અને 1984 સુધીમાં એટલે કે લગભગ 120 વર્ષ પછી 107 તત્વો જાણીતા હતા અને અન્ય પાંચ તત્વો s 1997 માં ઉમેરવામાં આવ્યા હતા અને 2004 માં 113 અને 114 તત્વોની શોધ કરવામાં આવી હતી અને 2016 માં અમારી પાસે હવે 118 તત્વો છે અને આ 118 તત્વોમાંથી 90 તત્વો વત્તા નેપ્ટ્યુનિયમ પ્લુટોનિયમ એક્ટિનિયમ પ્રો ઓક્ટેનિયમ જે યુરેનિયમ યુદ્ધમાં અસ્તિત્વ ધરાવે છે જેમ કે પીય મિશ્રણ સ્થિર તત્વો છે અને બાકીના ડિરેક્ટોર્સગર્ગી છે આહ ચાલો આપણે કેટલાક લોકોના યોગદાનને જોઈએ તે પહેલાં દિમિત્રી મંડેલાએ 1800 માં જર્મન રસાયણશાસ્ત્રી જ્હોન ડોબ રેઇનરે તેમના સામયિક કોષ્ટકનો પ્રસ્તાવ મૂક્યો તે પછી ઉપલબ્ધ ઘટકો તેમણે ત્રણ તત્વોના ઘણા જૂથોમાં બનાવ્યા અને તેમણે તેમને ટ્રાયડ્સ તરીકે ઓળખાવ્યા ઉદાહરણ તરીકે મેં કેટલાક સૂચિબદ્ધ કર્યા છે.

તેમાંથી તમે તેમાં જોઈ શકો છો કે લિથિયમ સોડિયમ અને પોટેશિયમ એક જૂથમાં કેલ્શિયમ સ્ટ્રોન્ટિયમ અને બેરિયમ બીજા જૂથમાં રાખવામાં આવ્યા હતા અને તે જ રીતે ક્લોરિન બ્રોમિન આયોડિન બીજા જૂથમાં રાખવામાં આવ્યા હતા અને તેણે એક મહત્વપૂર્ણ અવલોકન કર્યું હતું કે અવલોકન મધ્યનું અણુ વજન હતું.

એક પ્રથમ અને ત્રીજા તત્વની લગભગ સરેરાશ હતી જે તમે સ્પષ્ટપણે જોઈ શકો છો કે સોડિયમનું અણુ વજન ૦ છે f 23 અને જો તમે લિથિયમ અને સોડિયમના પરમાણુ વજનનો સરવાળો લો કે જે લગભગ 46 આવે છે, તો તેનો અર્થ એ કે સોડિયમમાં તેમાંથી 23 અડધો ભાગ છે અને તે જ રીતે કેલ્શિયમ પરમાણુ વજન ખામીયુક્ત છે અને બેરિયમ પરમાણુ વજન 137 છે, તે 177 ની આસપાસ આવે છે અને સ્ટ્રોન્ટિયમ પરમાણુ વજન તેના કરતાં લગભગ અડધું છે તે 88 છે 88 સમાન વલણ જોવામાં આવ્યું હતું આહ હેલોજન શ્રેણીના કિસ્સામાં અહીં આપેલ બ્રોમિન અણુ વજન એસી છે તે ક્લોરિન તેમજ આયોડિનના અણુ વજનના અડધા અથવા સરેરાશ છે તેણે આ અવલોકન કર્યું જો કે તેણે આ અવલોકન કર્યું હતું તે ગોઠવણ અથવા તેના સામયિક વલણો અથવા ગુણધર્મો વિશે વધુ માહિતી આપી ન હતી અને પછીથી 1862 માં ફ્રેન્ચ ભૂસ્તરશાસ્ત્રી aebd કોન જ્હોને અણુ વજન વધારવાના ક્રમમાં તત્કાલીન જાણીતા તત્વોની ગોઠવણી કરી હતી અને તેણે પ્રદર્શિત કરવા માટે તત્વોનું નળાકાર ટેબલ બનાવ્યું હતું.

તે તત્વોના ગુણધર્મો જાણીતા હતા અને તે જ સમય દરમિયાન 1865માં જ્હોન ન્યુલેન્ડ નામના અન્ય અંગ્રેજી રસાયણશાસ્ત્રીએ incr માં તત્વોની ગોઠવણી કરી હતી.

તેમના અણુ વજનના ક્રમમાં સરળતા અને તેમણે ખૂબ જ મહત્વપૂર્ણ મુદ્દો નોંધ્યો કે દરેક આઠમા તત્વમાં પ્રથમ તત્વની સમાન ગુણધર્મો હોય છે અને આને સક્રિયતાનો કાયદો કહેવામાં આવે છે હકીકતમાં જેઓ સંગીત ગાંઠીથી પરિચિત હોય છે તેઓ દરેક આઠમી નોંધ સમાન હોવાને યાદ કરી શકે છે.

સંગીતનો પ્રથમ ઓક્ટેવ અને આ જે પણ ઓક્ટેવ પદ્ધતિ જ્હોને પ્રસ્તાવિત કરી હતી તે કેલ્શિયમ સુધી સારી હતી અને તેને સંપૂર્ણ રીતે સ્વીકારવામાં આવી ન હતી જો કે તેના ઉદ્ધમી કાર્ય માટે રોયલ સોસાયટી લંડને અઢાર અઢાર સાતમાં ડેવી મેડલ એનાયત કર્યો અને પછી અઢારસો સાઠના દાયકામાં રશિયાના બે રસાયણશાસ્ત્રીઓ એક દિમિત્રી જર્મનીના મેન્ડેલીવ અને લોથર મેયરે 1869માં આ તત્વોને યોગ્ય ક્રમમાં ગોઠવવા માટે સ્વતંત્ર રીતે કામ કર્યું

હતું અને બંને તત્વોને તેમના પરમાણુ વજનના વધતા ક્રમમાં ગોઠવવામાં સફળ થયા હતા અને નિયમિત અંતરે ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં દેખાતી સામ્યતા દર્શાવી હતી.

જેમ કે અણુ વજન ગલનબિંદુ ઉત્કલન પો પરમાણુ વજન સામે $\ln t$ અને જુહોન મેયર દ્વારા સૂચવવામાં આવેલ ઓક્ટેવ ફોર્મેટથી વિપરીત સમયાંતરે પુનરાવર્તિત પેટર્ન દર્શાવી, પુનરાવર્તિત પેટર્નની લંબાઈમાં ફેરફારને ઓળખી કાઢ્યો અને 1868 માં તે લગભગ આધુનિક સામયિક કોષ્ટક સાથે તૈયાર હતો જો કે તે દરમિયાન તેણે તેના પરિણામો પ્રકાશિત કર્યા ન હતા.

રસાયણશાસ્ત્રી દિમિત્રી મંડેલુએ 1869 માં તેમનું સામયિક કોષ્ટક એક મહત્વપૂર્ણ નિવેદન સાથે પ્રકાશિત કર્યું, હું ટાંકું છું કે તત્વોના ગુણધર્મો તેમના અણુ વજનનું સામયિક કાર્ય છે હું ફરીથી પુનરાવર્તન કરું છું તત્વોના ગુણધર્મો તેમના અણુ વજનનું સામયિક કાર્ય છે જે મેન્યુઅલી ગોઠવાયેલ છે અને પછી જાણીતા તત્વો છે.

કોષ્ટકમાં આડી પંક્તિ અને ઊભી સ્તંભો તેમના અણુ વજનના વધતા ક્રમ સાથે એવી રીતે કે સમાન ગુણધર્મો ધરાવતા તત્વો સમાન વર્ટિકલ જૂથ પર કબજો કરે છે રસપ્રદ બુદ્ધિશાળી પાસું એ છે કે તેણે પ્રયોગમૂલક સૂત્ર અને ગુણધર્મોમાં સમાનતાને મહત્વ આપ્યું હતું અને અણુ વજન ન હતું.

જ્યાં પણ વિવાદ હોય ત્યાં તેનું યુસ્તપણે પાલન કરવામાં આવે છે y ઉદાહરણ તરીકે આયોડિનનું ઓછું અણુ વજન હોવા છતાં જો તમારી પાસે સામયિક કોષ્ટક ખૂબ જ સરળ હોય તો તમે તેને જોઈ શકો છો હકીકતમાં આયોડિનનું અણુ વજન ટેલ્યુરિયમની સરખામણીમાં ઘણું ઓછું હોય છે જો કે આ ડિમિટ્રી ટેલ્યુરિયમને ઓક્સિજન સાથે જૂથ 16 માં વર્ગીકૃત કરતી વખતે સલ્ફર અને સેલેનિયમ અને ફ્લોરિન ક્લોરિન બ્રોમિન અને આયોડિન સાથે જૂથ 17 માં આયોડિન મૂક્યું અને તેણે જે કર્યું તે વાસ્તવમાં સાચું હતું તેથી તેણે કેટલાક અજાણ્યા તત્વોના ગુણધર્મોની આગાહી પણ કરી અને તેણે ટેબલમાં યોગ્ય સ્થળોએ ગેપ છોડી દીધું ઉદાહરણ તરીકે તેણે એલ્યુમિનિયમની નીચે ગેપ છોડી દીધું અને સિલિકોનની નીચે પણ અને તત્વોને $icca$ એલ્યુમિનિયમ અને ika સિલિકોન તરીકે શોધવામાં આવે છે

તેથી તેણે ગેલિયમ અને જર્મેનિયમના અસ્તિત્વની આગાહી કરી હતી અને તે પછીથી મળી આવ્યા હતા અને તેઓની શોધ થઈ તે પહેલાં તેમના સામાન્ય ગુણધર્મોનું વર્ણન કર્યું હતું અને તમે તેમના કેટલાક પ્રારંભિક કાર્યો જોઈ શકો છો.

આ સ્વાઇડમાં તેમના હાથે લખેલી વસ્તુઓ આપવામાં આવી છે, અલબત્ત આ વેબ વિગતો સીધી વિકિપીડિયા પરથી લેવામાં આવી છે આ નીચે આપેલ છે જો તમને રસ હોય તો તમે તે લેખ વાંચી શકો છો અને વધુ માહિતી મેળવી શકો છો મેન્ડેલીવનું 1871 સૂચિત સામયિક કોષ્ટક 1905 માં પ્રકાશિત થયું હતું તમે અહીં જોઈ શકો છો કે તેમનું પ્રથમ સામયિક કોષ્ટક આ સ્વરૂપમાં હતું અને જ્યારે મંડલુએ તેમના સામયિક કોષ્ટકનો પ્રસ્તાવ મૂક્યો ત્યારે અણુનું બંધારણ અને ઇલેક્ટ્રોન અજ્ઞાત હતા હકીકતમાં ઇલેક્ટ્રોન્સની શોધ જેજે થોમ્પસન દ્વારા 1897માં જ થઈ હતી અને આધુનિક પરમાણુ સિદ્ધાંત નીલ્સ બોહર દ્વારા 1913માં ઈંગ્લિશ ભૌતિકશાસ્ત્રી હેનરી મોસ્લે દ્વારા તત્વોના એક્સ-રે સ્પેક્ટ્રા પરના કામમાં પ્રસ્તાવિત કરવામાં આવ્યો હતો અને અણુ સિદ્ધાંત દર્શાવે છે કે અણુ સંખ્યા Z વધુ છે.

તત્વના મૂળભૂત ગુણધર્મ વાસ્તવમાં તેનું અણુ વજન નથી

તેથી મંડલુ સામયિક કાયદો આ રીતે સંશોધિત કરે છે કારણ કે હું તત્વોના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મો તેમના અણુ નંબરોના સામયિક કાર્યો છે હું ફરીથી પુનરાવર્તન કરું છું તત્વોના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મો તેમના સામયિક કાર્યો છે.

અણુ સંખ્યાઓ અણુ વજન નથી કારણ કે તે અગાઉ સૂચવવામાં આવ્યું હતું કે તત્વની અણુ નંબર છે તેના પરમાણુ યાજ્ઞની બરાબર જે તટસ્થ અણુમાં હોય છે જો તમે ધ્યાનમાં લો કે ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા અનિવાર્યપણે ન્યુક્લિયસમાં પ્રોટોનની સંખ્યા જેટલી છે આમ ફક્ત ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખાંકનને જાણીને તે સમયગાળા દરમિયાન સામયિક ભિન્નતા અને વલણોને ઓળખી શકાય છે અથવા જૂથમાં સામયિક કાયદો ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખાંકન દ્વારા સંચાલિત હોવાથી ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખાંકનમાં વિવિધતા તત્વો અને તેમના સંયોજનોના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોને નિર્ધારિત કરે છે તમે જોઈ શકો છો કે સામયિક કોષ્ટકનું હાડપિંજર અહીં બતાવવામાં આવ્યું છે.

બ્લોક્સ વન એ એસ બ્લોક છે જેમાં આલ્કલી મેટલ્સ અને આલ્કલાઇન અર્થ મેટલ્સ છે જે દસ ઇલેક્ટ્રોન એલિમેન્ટ્સ વત્તા હાઇડ્રોજન આલ્કલી મેટલ ગ્રુપમાં બેઠેલા છે જે $s1$ બ્લોક અને $s2$ બ્લોક છે તો અમારી પાસે s ટુ પી વન ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખાંકનથી શરૂ થતા છ p બ્લોક તત્વો છે.

ઉમદા વાયુઓ અથવા નિષ્ક્રિય વાયુઓના s બે p છ સુધી તો અમારી પાસે $3d$ 10 બ્લોક્સ છે તમે અહીં s 1 બ્લોક s 2 બ્લોક જોઈ શકો છો અને આપણી પાસે 30 તત્વો વત્તા 1 હિલીયમ 31 ધરાવતો p બ્લોક છે અને પછી આપણી પાસે ત્રણ ah d બ્લોક તત્વો છે જે ત્રણ d ચાર d અને પાંચ d છે દરેક એકની d ભ્રમણકક્ષામાં એક થી દસ ઇલેક્ટ્રોન છે તો આપણી પાસે ત્રીસ f બ્લોક તત્વો છે ચાર f અને પાંચ f જૂથ સાથે સંબંધ ધરાવે છે

તેથી આ રીતે તમામ તત્વોને સામયિક કોષ્ટકમાં વર્ગીકૃત કરવામાં આવે છે અને અને અગાઉના સંકેત જો તમે જોશો કે સંખ્યાઓ ખૂબ જ અલગ છે ઉદાહરણ તરીકે આલ્કલી મેટલ અને આલ્કલાઇન અર્થ મેટલ જે s બ્લોક તત્વો છે તેને એક કહેવામાં આવે છે.

અને બે a અને પછી d બ્લોક તત્વોને સમાન ક્રમમાં ત્રણ b ચાર b પાંચ b છ b સાત b તરીકે બોલાવવામાં આવ્યા હતા અને આગળના ત્રણ જૂથોને આઠ તરીકે બોલાવવામાં આવ્યા હતા અને કોઈપણ આઠ મૂળાક્ષર આપ્યા વિના અને પછી ah એક b અને બે b આપવામાં આવ્યા હતા.

તાંબા અને જસત જૂથમાં અને પછી બોરોન જૂથને ત્રણ a અને કાર્બન ચાર એક બળદ નાઇટ્રોજન જૂથ પાંચ a અને ઓક્સિજન જૂથ છ a અને ઉહ હેલોજન જૂથ સાત a અને નિષ્ક્રિય ગેસ આઠ a માટે હવે સમગ્ર પેરીયો d કોષ્ટકને 1 થી 18 થી શરૂ કરીને 18 જૂથોમાં વર્ગીકૃત કરવામાં આવ્યું છે અને મોટાભાગના પાહ્યપુસ્તકો પણ 1 થી 18 ની સંખ્યાને અનુસરે છે કારણ કે a અથવા b પ્રકારને અનુસરતા નથી તે જૂથ 2 પરના જૂથને અનુસરવા માટે અનુકૂળ છે જેમ કે જૂથ 1 જૂથ 2 અને જૂથ 13 14 15 16 અને 17 મુખ્ય જૂથ તત્વો છે જ્યારે 3 થી 12 ને આવશ્યકપણે d બ્લોક તત્વો કહેવામાં આવે છે અને આ વર્તમાન સામયિક કોષ્ટક છે તમે જોઈ શકો છો કે તમામ 118 તત્વોને યોગ્ય રીતે નામ આપવામાં આવ્યું છે અને યાલો કહીએ કે અમારી પાસે કેટલાક અજાણ્યા તત્વો છે.

મેં અગાઉ ઉલ્લેખ કર્યો છે અને જો અજ્ઞાત તત્વો હોય તો ઉદાહરણ તરીકે અણુ નંબર એક આઠ કરતા વધારે હોય તો તેનું નામ કેવી રીતે રાખવું તે માટે એક iupsc એ અમુક સૂત્ર બનાવ્યું છે અને આપણે જોઈ શકીએ છીએ કે અહીં એક ઉદાહરણ તરીકે આપણે અનુરૂપ નામનો ઉપયોગ કરવો પડશે અને અંકો 0 માટેના અવલોકનને nil અને n કહેવું જોઈએ અને જો તે 1 છે જે un un છે અને પછી અવલોકન u હશે તો તે આમ જ ચાલુ રહે છે અને તે જ રીતે જો તમારી પાસે અંક નવ હોય તો તેનું નામ nenn અને abbr હોવું જોઈએ. ઇવિએશન એ n છે ઉદાહરણ તરીકે જો તમે અણુ નંબર એક એક નવ ધરાવતા તત્વનું નામ આપવા માંગતા હોવ તો એક એક નવમાં આપણી પાસે એક છે અને નવ આપણે nm નો ઉપયોગ કરી શકીએ છીએ એટલે કે પહેલો અક્ષર કેપિટલ હોવો જોઈએ અને પછી બીજાને તમે ફક્ત પ્રથમ ગણો છો.

અક્ષર અને છેલ્લી સંખ્યા પણ એક અક્ષરને ધ્યાનમાં લો જેથી તે યુગ્મ બની જાય જે યુનિયન છે તે જ રીતે જો તમે અણુ નંબર એક ત્રણ ચાર સાથે કોઈ તત્વનું નામ આપવા માંગતા હોવ તો ત્યાં un હોવું જોઈએ અને સંક્ષેપ utq છે પ્રતીક utq છે અને તે જ રીતે 146 માટે એક કરી શકે છે.

તેને અનકવાડ હેક્સિયમ અને uqh નામ આપો તે જ રીતે અઠ્ઠાવન માટે કોઈ તેને અનપેઈન્ટ ઓક્ટિયમ નામ આપી શકે છે જે upo છે તેથી આ રીતે અજાણ્યા તત્વોને નામ આપી શકાય છે અને ઉદાહરણ તરીકે જો એક તત્વ શોધવામાં આવે તો તેનું ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખાંકન શું છે જેથી મેં અગાઉ ઉલ્લેખ કર્યો હતો.

તેથી આપણી પાસે 118 તત્વો જાણીતા છે અને તેને નંબર આપવામાં આવ્યા છે ઉદાહરણ તરીકે zd બરાબર 118 માટે નામ ઓર્ગેનિઝમ ઓર્ગેનેસન છે અને કોઈ પણ તેના ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખાંકનને શરૂઆત તરીકે લખી શકે છે.

રોમ રેડોન અગાઉના નિષ્ક્રિય ગેસ તત્વ હકીકતમાં જીવતંત્ર નિષ્ક્રિય ગેસ તત્વ જૂથનું છે અને સંસ્થાનું ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખા 14 6 d 10 7 s 2 અને 7 p 6 નું phi ફરીથી કરવામાં આવ્યું છે હવે આપણે આને નિષ્ક્રિય ગેસ તરીકે ગણી શકીએ છીએ અને ફક્ત આપણે કરી શકીએ છીએ.

કૌંસમાં ah og તરીકે

z one one nine ના ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખાંકન z one one nine નો અણુ નંબર લખો અને ફક્ત આઠ s એક એટલે કે જો અણુ ક્રમાંક એક વન નવ ધરાવતું તત્વ શોધી કાઢવામાં આવે તો તે અલ્કલી ધાતુના જૂથનું છે જેમાં એક ઇલેક્ટ્રોન હોય છે.

ઓર્બિટલ તેના વેલેન્સ શેલમાં છે અને તે આલ્કલી મેટલ ફ્રાન્સિયમની નીચે મૂકવામાં આવશે

તેથી ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખાંકન એ બીજું કંઈ નથી પરંતુ ઓર્બિટલમાં ઇલેક્ટ્રોનનું વિતરણ એ તમામ આલ્કલી ધાતુઓના વેલેન્સ શેલમાં એક ઇલેક્ટ્રોન હોય છે જે એક ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખા ધરાવે છે જ્યારે આલ્કલી અર્થ મેટલ્સ s બે ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખાંકન છે જે તેમના સંયોજક શેલમાં બે ઇલેક્ટ્રોન છે તે જ રીતે p બ્લોક તત્વોમાં s બે p એક બે s બે p છ ઇલેક્ટ્રોનિક કોન છે આકૃતિ જ્યાં તેનો અર્થ એ છે કે તેમના વેલેન્સ શેલમાં ત્રણથી આઠ ઇલેક્ટ્રોન છે તેવી જ રીતે d બ્લોક તત્વોમાં s બે d એક બે s બે d દસ ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખાંકન હોય છે તેમના વેલેન્સ શેલમાં ક્યાંય પણ ત્રણથી બાર ઇલેક્ટ્રોન હોય છે જેનો અર્થ એ થાય કે આવશ્યકપણે ત્રણ બ્લોક અણુથી શરૂ થાય છે સ્કેન્ડિયમ સાથેનો નંબર 21 ઝીંક સાથે સમાપ્ત થાય છે જે અણુ નંબર 30 છે અને 4d શ્રેણી એટ્રીયમ માટે અણુ ક્રમાંક 39 થી શરૂ થાય છે કેડમિયમ માટે 48 અને 5d જૂથ અણુ ક્રમાંક 72 સાથે હાફ મેમથી શરૂ થાય છે અને 80 હોય તેવા પારો સાથે સમાપ્ત થાય છે અને 4f લેન્થેનમથી શરૂ થાય છે.

57 થી લ્યુથેશિયમ એક અને તે જ રીતે પાંચ બ્લોક ઍસી ઓક્ટેનિયમથી એક નહીં ત્રણ લોરેન્ટિયમથી શરૂ થાય છે

તેથી બંને આંતરિક સંક્રમણ તત્વો છે જે ચાર f છે અને પાંચ f બ્લોકને આંતરિક ટ્રાન્સ તત્વો કહેવામાં આવે છે અને મેં અહીં પ્રથમ જૂથ તત્વો માટે ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખાંકન સૂચિબદ્ધ કર્યું છે.

લખવા માટે ખૂબ જ સરળ છે તમે આ ક્રમને અનુસરી શકો છો અને અલબત્ત બો સિદ્ધાંતના આ સ્થૂળતા અને જે કંઈપણ પ્રસ્તાવિત છે ઇલેક્ટ્રોનને તેમની ઊર્જાના વધતા ક્રમમાં ગોઠવો જેથી તમે સોડિયમ પરમાણુ ક્રમાંક 11 પોટેશિયમ અણુ ક્રમાંક 19 રુબીડિયમ 37 સીઝિયમ 55 અને ફ્રાન્સિયમ 87 જોઈ શકો કાં તો તમે તેને વિસ્તૃત કરી શકો છો અને સંપૂર્ણ રીતે લખી શકો છો અથવા તમે અગાઉના નિષ્ક્રિય ગેસ રૂપરેખાને લઈ શકો છો અને ફક્ત ઉમેરી શકો છો.

તેમાં વેલેન્સ સેલ ઇલેક્ટ્રોન હાજર હોય છે

તેથી ઉદાહરણ તરીકે જ્યારે તમે ફ્રેન્સિયમ લખો છો ત્યારે તેનો અણુ નંબર 87 છે અગાઉનો નિષ્ક્રિય ગેસ 86 સાથે વાંચવામાં આવે છે જેથી તમે રેડોન 7 s1 લખી શકો તે જ ક્રમ બધા તત્વોના ક્રિસ્ટામાં અનુસરવામાં આવે છે પછી ભલે તે જૂથ એકમાંથી હોય.

જૂથ બે અથવા જૂથ ત્રણ તો ચાલો હવે આપણે કેટલાક સામયિક ગુણધર્મો પર ધ્યાન આપીએ અને જ્યારે આપણે સામયિક ગુણધર્મો વિશે વાત કરીએ ત્યારે આપણે જાણવું જોઈએ કે આપણે કયા શબ્દોથી પરિચિત હોવા જોઈએ તેમાંથી એક છે આયનીકરણ ઊર્જા અથવા આયનીકરણ એન્થાલ્પી અને ઇલેક્ટ્રો નેગેટિવિટી અથવા ઇલેક્ટ્રોન જોડાણ એન્થાલ્પી અને ઇલેક્ટ્રોન એફિનિટી અથવા ઇલેક્ટ્રોન એટેચમેન્ટ એફિનિટી અને ઇલેક્ટ્રોનગેટિવિટી

તેથી આ ત્રણ શબ્દો આપણે પરિચિત કરવા જોઈએ જેથી ગુણધર્મો ખૂબ જ સરળ હોવા જોઈએ

તેથી આપણે જે શીખવા જઈ રહ્યા છીએ તે છે આયનીકરણ ઊર્જા અથવા આયનીકરણ એન્થાલ્પી અને ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવિટીનો ખ્યાલ મુખ્ય જૂથ તત્વોના ઓક્સાઇડ ક્લોરાઇડ્સ અને હાઇડ્રાઇડ્સના ગુણધર્મોમાં સામયિક કોષ્ટકનું સર્વેક્ષણ કરવામાં અને અલબત્ત આમાંથી કેટલાક સંયોજનો બનાવ્યા પછી.

તેમની ભૂમિતિ અને આકારને સમજવા માટે આપણી પાસે યોગ્ય બંધન ખ્યાલ હોવો જરૂરી છે

તેથી અહીં સૌથી યોગ્ય બંધન વ્યાજ $vscpr$ થીયરી છે જે વેલેન્સિયા ઇલેક્ટ્રોન પેર રિપલશન થિયરી છે અને મૂળભૂત પરમાણુ આકારોની આગાહી કરવામાં $vscpr$ નો ઉપયોગ અને મૂળભૂત પરમાણુ ભ્રમણકક્ષા સિદ્ધાંત અણુ પરમાણુમાં બંધનનું વર્ણન અહીં સહેલાઈથી કરી શકાય છે અને આયનીકરણ ઊર્જા અને ઇલેક્ટ્રોન એફિનિટીને આયનોઇઝેશન એન્ટાલ્પી અને ઇલેક્ટ્રોન એટેચમેન્ટ એન્ટાલ્પી તરીકે ઓળખવામાં આવે છે, જોકે એનર્જીનો સામાન્ય રીતે નવીનતમ પાઠ્યપુસ્તકોમાં ઉપયોગ થાય છે, આયનોઇઝેશન એનર્જીનો ઉપયોગ કરવાને બદલે તેઓ તેને આયનાઇઝેશન એન્ટાલ્પી તરીકે ઉલ્લેખ કરે છે અને તે જ રીતે ઇલેક્ટ્રોન માટે તેઓ i કહે છે t ઇલેક્ટ્રોન એટેચમેન્ટ એન્ટાલ્પી જેથી કોઈ પણ નવા સંમેલનને અનુકૂળ રીતે અનુસરી શકે અને હવે યાલો આપણે સંયોજનોની રચના પર ધ્યાન આપીએ જેથી જ્યારે કોઈ તત્વ રાસાયણિક બંધન બનાવે ત્યારે શું થશે તેના મૂળભૂત રીતે અણુઓ ઇલેક્ટ્રોન ગુમાવી શકે છે અથવા અણુઓ ઇલેક્ટ્રોન અથવા અણુ મેળવી શકે છે.

ઇલેક્ટ્રોનની જોડી શેર કરી શકે છે જેથી રાસાયણિક બોન્ડ રચાય તો રાસાયણિક બોન્ડની રચના તરફ દોરી જાય કે અમારી પાસે કયા પ્રકારનાં રાસાયણિક બોન્ડ છે અને રાસાયણિક બોન્ડની પ્રકૃતિ કેવી રીતે નક્કી કરવી ઉદાહરણ તરીકે અમારી પાસે આયનીય બોન્ડ છે અને તે પણ સહસંયોજક બોન્ડ છે ત્યાં ફરીથી સહસંયોજક બોન્ડને બે શ્રેણીઓમાં વર્ગીકૃત કરી શકાય છે ધ્રુવીય સહસંયોજક બોન્ડ અને બિન-ધ્રુવીય સહસંયોજક બોન્ડ તે સિવાય આપણી પાસે કેટલાક નબળા દળો છે જે આમાંના કેટલાક પરમાણુઓ અથવા પરમાણુઓને એકસાથે ધરાવે છે તેમને વાન ડેર વોલ્સ ઇન્ટરેક્શન લેન્ડન ફોર્સ કહેવામાં આવે છે અને તે પણ હાઇડ્રોજન બોન્ડિંગ યાલો આ બધી બાબતોને વ્યવસ્થિત રીતે શીખીએ ઉદાહરણ તરીકે જ્યારે અણુ તેના વત્તા n વત્તા ઓક્સિજન અવસ્થા ગુમાવે છે ઇલેક્ટ્રોન આગામી ઉચ્ચ હરાજી સ્થિતિમાં જવાનું છે જેને આયનોઇઝેશન કહેવામાં આવે છે

તેથી તેનો અર્થ એ છે કે મેં કહ્યું તેમ આ માહિતી રાસાયણિક બોન્ડ બનાવતી વખતે ક્યાં તો ઇલેક્ટ્રોન ખોવાઈ જાય છે ક્યાં તો ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્ત થાય છે અથવા ઇલેક્ટ્રોન અન્ય અણુઓ સાથે વહેંચવામાં આવે છે અને તેનું વિશ્લેષણ કેવી રીતે કરવું તે અનિવાર્યપણે ચોક્કસ અણુની પ્રકૃતિ જાણવા વિશે છે કે શું તે ઇલેક્ટ્રોન મેળવવા માટે તૈયાર ઇલેક્ટ્રોન આપવા માટે તૈયાર છે અથવા ઇલેક્ટ્રોનને શેર કરવા માટે તૈયાર છે કે આની કેટલીક સામયિક ગુણધર્મોમાંથી માહિતી મળે છે જેને આયનાઇઝેશન એન્ટાલ્પી ઇલેક્ટ્રો નેગેટિવિટી કહેવાય છે અને એન્ટાલ્પી પર ઇલેક્ટ્રોન જોડાણ કહેવાય છે.

આ કોષ્ટકમાં કેટલીક પ્રથમ આયનીકરણ ઊર્જા આપેલ છે, તમે જોઈ શકો છો કે વિથિયમ માટે તે છઠ્ઠાં દીઠ 526 કિલોજુલ વત્તા છે અને સોડિયમ માટે તે છઠ્ઠાં દીઠ 502 કિલોજુલ છે જ્યારે પોટેશિયમ માટે તે છઠ્ઠાં દીઠ 425 કિલોજુલ વત્તા છે અને રુબિડિયમ માટે તે વત્તા 409 છે અને સીઝિયમ માટે તે વત્તા 382 કિલોજુલ પ્રતિ મોલ છે જો તમે આ મૂલ્યોને કાળજીપૂર્વક જોશો તો તમે કેટલાક વલણો જોઈ શકો છો જે અહીં અનુસરવામાં આવે છે.

જેમ જેમ તમે વિથિયમથી સીઝિયમ તરફ આગળ વધો છો તેમ તેમ e ઘટતું જાય છે, આ આયનીકરણ ઊર્જા આટલી અનિવાર્યપણે કેમ ઘટી રહી છે જ્યારે તમે જૂથની નીચે જાઓ છો ત્યારે ઇલેક્ટ્રોનને પછીના ઉચ્ચ શેલમાં ઉમેરવામાં આવે છે પરિણામે શું થાય છે અણુ કદ વધે છે કારણ કે અણુ કદ વધે છે જ્યારે વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન ખસેડે છે ન્યુક્લિયસથી વધુ દૂર પરિણામે તેઓ હળવા તત્ત્વોની સરખામણીમાં ઓછા મજબૂત રીતે પકડાય છે પરિણામે શું થાય છે જ્યારે તેઓ ન્યુક્લિયસથી થોડે આગળ જાય છે ત્યારે તે ઇલેક્ટ્રોનનું નિરાકરણ સરળ બનશે પરિણામે ભારે જૂથમાં શું થાય છે તત્ત્વો આયનીકરણ ઊર્જા માટે નીચું મૂલ્ય દર્શાવે છે અને તે જ રીતે પોટેશિયમ અને એલ્યુમિનિયમ માટે આયનીકરણ ઊર્જા અહીં સરખામણી માટે આપવામાં આવી છે કારણ કે પોટેશિયમના કિસ્સામાં અમારી પાસે પ્રથમ આયનીકરણ ઊર્જા છે જે ખૂબ જ ઓછી છે અને એલ્યુમિનિયમના કિસ્સામાં અમારી પાસે s ટ્રી પી વન ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખાંકન છે.

પોટેશિયમ માટે એહ એલ્યુમિનિયમ થ્રી વત્તા પ્રથમ આયનીકરણ ઊર્જા ઉત્પન્ન કરવા માટે ત્રણ ઇલેક્ટ્રોનને દૂર કરવાની અપેક્ષા અને એલ્યુમિનિયમ એ ચાર પચીસ અને પાંચ ચોર્યાસી છે અને બીજી પ્રાચીન ઊર્જા ત્રણ શૂન્ય પાંચ આઠ અને એક આઠ બે ત્રણ અને ત્રીજી આયનીકરણ ઊર્જા ચાર ચાર એક આઠ અને બે સાત પાંચ એક છે જેનો અર્થ છે કે તમે હંમેશા તે મૂલ્યોને જોઈ શકો છો અને તમે કરી શકો છો.

પોટેશિયમના કિસ્સામાં મૂલ્યો શા માટે આટલા છે તેનું વિશ્લેષણ કરો અને ન્યાય કરો કે તેના સંયોજક શેલમાંથી ઇલેક્ટ્રોન દૂર કરવું ખૂબ જ સરળ છે જ્યારે એલ્યુમિનિયમના કિસ્સામાં પરમાણુ યાજ્ઞમાં વધારો થાય છે પરિણામે p ઇલેક્ટ્રોનને દૂર કરવું થોડું મુશ્કેલ છે.

અને અલબત્ત એકવાર p ઇલેક્ટ્રોનને દૂર કર્યા પછી તમારે બે ઇલેક્ટ્રોન દૂર કરવા પડશે જે ખૂબ સરળ બને છે અને પોટેશિયમના કિસ્સામાં હવે આપણે આંતરિક કોરમાંથી ઇલેક્ટ્રોનને દૂર કરવું પડશે જે ખૂબ જ મુશ્કેલ છે પરિણામે બીજી અને ત્રીજી આયનીકરણ ઊર્જા વધે છે.

નોંધનીય છે કે આ જ કારણસર પોટેશિયમ અન્ય ઉચ્ચ ઓક્સિડેટ્સ બતાવતું નથી અને તેની ઓક્સી સ્થિતિ વત્તા વન છે જ્યારે એલ્યુમિનિયમ વિશ્લેષણ પછી અનુકૂળ રીતે વત્તા ત્રણ x સ્થિતિ બતાવી શકે છે.

જૂથ એક તત્ત્વોની પ્રથમ આયનીકરણ ઊર્જાને ઝીંગ કરો અને પોટેશિયમ તેમજ એલ્યુમિનિયમની પ્રથમ બીજી અને ત્રીજી આયનીકરણ ઊર્જાને પણ જોતાં અમને આ વસ્તુઓ વિશે કેટલીક માહિતી મળી છે જેનો અર્થ છે કે આયનીકરણ ઊર્જા વિશે આપણને આ માહિતી ગમે તે મળે તે અમને જણાવશે.

બોન્ડના પ્રકારો આયનીય અથવા સહસંયોજક હશે કે કેમ તે વિશે અને પદાર્થના આ રાસાયણિક અને ભૌતિક ગુણધર્મોને જાણીને ખૂબ જ સરળતાથી આયનીકરણ ઊર્જાની આગાહી કરી શકાય છે તે આવશ્યકપણે વાયુના અણુમાંથી ઇલેક્ટ્રોન અથવા આયનીકરણ ઊર્જામાંથી ઇલેક્ટ્રોનનું નુકસાન સૂચવે છે.

સમયગાળાની સાથે જૂથમાં ઘટાડો થાય છે.

વિથિયમથી કેલ્શિયમ સુધીના તત્વ માટે પ્રથમ આયનીય ઊર્જા તમે અહીં સ્પષ્ટપણે જોઈ શકો છો કે મૂલ્યો અનુરૂપ છે g થી વિથિયમ અહીં અલબત્ત અહીં હિલીયમ અને હાઇડ્રોજન આપવામાં આવે છે અને વિથિયમ આ બેની સરખામણીમાં આહ પ્રમાણમાં ઓછી આયનીકરણ ઊર્જા દર્શાવે છે જે અહીં વિથિયમના કદમાં વધારો થવાને કારણે અપેક્ષિત છે જ્યારે જ્યારે આપણે વિથિયમથી બેરિલિયમ તરફ જઈએ છીએ ત્યારે પ્રથમ આયનીકરણ થાય છે.

જો અહીં વધે છે અને બોરોનના કિસ્સામાં તે ઘટી જાય છે અને પછી તે ત્યાં સુધી ચાલુ રહે છે જ્યાં સુધી આપણી પાસે નાઇટ્રોજન હોય અને ફરીથી ઓક્સિજનના કિસ્સામાં ટીપાં ન આવે તો અહીં પ્રશ્ન નાઇટ્રોજન અને ઓક્સિજનનો છે જો તમે ઇલેક્ટ્રો નકારાત્મકતાની તુલના કરો તો ઓક્સિજન નાઇટ્રોજન કરતાં વધુ ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવ છે જોકે પ્રથમ આયનીકરણ ઓક્સિજનની ઊર્જા નાઇટ્રોજન કરતા ઘણી ઓછી છે તે ફક્ત એટલા માટે છે કારણ કે નાઇટ્રોજનમાં $s^2 p^3$ ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખાંકન છે $s^2 p^3$ કારણ કે અડધા ભરેલા p ભ્રમણકક્ષાને કારણે તે ઓક્સિજન દ્વારા દર્શાવેલ $s^2 p^4$ ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખાંકનની તુલનામાં પ્રમાણમાં સ્થિર છે જેનો અર્થ છે કે ઓક્સિજન એક ગુમાવવાનું વલણ ધરાવે છે.

બળદની પ્રથમ આયનીકરણ ઊર્જા પરિણામે s ટુ પી થી ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખાંકન પ્રાપ્ત કરવા માટે ઇલેક્ટ્રોનનું સહેલાઈથી નાઇટ્રોજનની પ્રથમ આયનીકરણ ઊર્જાની સરખામણીમાં yg થોડી ઓછી છે અને ફોસ્ફરસ અને સલ્ફરના કિસ્સામાં તે જ સામ્યતા ફરીથી સમજાવી શકાય છે જ્યારે મેગ્નેશિયમના કિસ્સામાં તે સોડિયમથી ઉપર જાય છે કારણ કે અહીં અસરકારક પરમાણુ યાજ્ઞ વધે છે એટલે કે તેની સ્થિતિ જોઈને આહ તત્વો અને તેમનું ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખાંકન અને અસરકારક પરમાણુ યાજ્ઞ આપણે તત્વોની પ્રથમ આયનીકરણ ઊર્જાનું પૃથ્થકરણ કરવા સક્ષમ હોવા જોઈએ અને તમે અહીં ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખાંકન જોઈ શકો છો જે મેં અહીં બતાવ્યું છે આહ બેરિલિયમ અમારે આવશ્યકપણે બે ઇલેક્ટ્રોન દૂર કરવા પડશે અને બોરોનના કિસ્સામાં તમે ત્રણ ઇલેક્ટ્રોન દૂર કરવા પડશે પ્રથમ ઇલેક્ટ્રોન નાઇટ્રોજનના કિસ્સામાં બે p માંથી આવે છે અમારી પાસે n બે s બે p ત્રણ ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખા ઓક્સિજનના કિસ્સામાં અમારી પાસે s બે ah p ચાર ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખાંકન છે

તેથી આ ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખાંકન ઇલેક્ટ્રો નેગેટિવિટી સાથે ઉમેરવામાં આવે છે અને અસરકારક પરમાણુ યાજ્ઞ અને અણુ કદ તમને વલણો અને રીલાનું અનુમાન કેવી રીતે કરવું તે પણ કહી શકે છે ખૂબ જ મુશ્કેલ વગરના મૂલ્યો એનો અર્થ એ છે કે બોરોન અને ઓ માટે આપણે આ પ્લોટમાં જોયેલી $ionis$ ઊર્જામાંના કિન્કસને સરળ રીતે ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખાંકનમાં જોઈને સમજાવી શકાય છે હવે બીજી આયનીકરણ ઊર્જામાં જુઓ અને પ્રથમ આયનીકરણની સરખામણી આ પ્લોટમાં કરવામાં આવી છે અને પ્રથમ આયનીકરણ ઊર્જામાં આપણે જે પણ વલણો અનુસરીએ છીએ તે અહીં દર્શાવેલ કેટલાક તત્વોની બીજી આયનીય ઊર્જામાં આપણે જે અવલોકન કરીએ છીએ તેના જેવા જ છે અને મેં અહીં કેટલાક મહત્વપૂર્ણ તત્વો માટે મતદાન સ્કેલ પર ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવિટી મૂલ્ય પણ આપ્યું છે જેમ મેં કહ્યું તેમ ફ્લોરિન વેલ્યુ ફોર્સ પોઈન્ટ શૂન્ય ધરાવતું સૌથી ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવ તત્વ છે જ્યારે પછીનું સૌથી ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવ તત્વ ઓક્સિજન છે જેમાં ત્રણ પોઈન્ટ પાંચ છે અને ક્લોરિન તેમજ નાઇટ્રોજનના ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવ મૂલ્યો વધુ કે ઓછા પ્રમાણમાં તુલનાત્મક છે થોડો અપૂર્ણાંક તફાવત છે જો કે તે બંને ખૂબ નજીક દર્શાવે છે.

3.

0 નું મૂલ્ય છે જ્યારે કાર્બનમાં 2.

5 છે તેમજ સલ્ફરમાં 2.

5 હાઇડ્રોજન છે 2.

1 છે અને બોરોનનું મૂલ્ય 2.

0 છે અને આલ્કલી ધાતુઓ ઓછામાં ઓછી ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવ છે અને સોડિયમ લગભગ 0.

9 દર્શાવે છે અને તે જ રીતે જો તમે પ્રથમ ઇલેક્ટ્રોન એફિનિટીઝ પર નજર નાખો તો ફ્લોરિન પ્રતિ મોલ માઇનસ 322 કિલો જ્યુલ બતાવે છે અને જ્યારે ક્લોરિન ફ્લોરિન કરતાં થોડું વધારે બતાવે છે જે માઇનસ નવ માટે ત્રણ છે.

છછંદર દીઠ કિલોજ્યુલ જ્યારે બ્રોમિન મૂલ્ય માઇનસ ત્રણ પચીસ છે અને આયોડિન માટે તે મોલ દીઠ માઇનસ બે પચાવીસ કિલો જ્યુલ છે એટલે કે અહીં ફ્લોરિન માટે પ્રથમ ઇલેક્ટ્રોન એફિનિટી ક્લોરિનની સરખામણીમાં થોડી ઓછી છે કારણ કે જ્યારે ફ્લોરિનનું કદ ઘણું નાનું હોય છે.

તમે તેને એફ માઇનસ બનાવવા માટે વધારાના ઇલેક્ટ્રોન મૂકી રહ્યા છો, તમે અનિવાર્યપણે આહ ઇલેક્ટ્રોન નાના પરમાણુની ખૂબ નજીક મૂકી રહ્યા છો અને આંતર ઇલેક્ટ્રોન રિસ્પેશનને કારણે તેનું ઇલેક્ટ્રોન એફિનિટી વેલ્યુ ક્લોરિનની સરખામણીમાં ઘણું ઓછું છે જ્યારે ક્લોરિનમાં થોડું મોટું કદ હોવાને કારણે તે ઇલેક્ટ્રોનનું પ્રમાણ ઓછું કરી શકે છે.

તેને ક્લોરાઇડ આયન એટલે કે ઇલેક્ટ્રોન તરીકે બનાવવા માટે લેવામાં આવેલ ઇલેક્ટ્રોનને આરામથી સમાવવા ઇગેટિવિટી એ પરમાણુમાં ઇલેક્ટ્રોનને પોતાની તરફ આકર્ષિત કરવાની વૃત્તિનો સંદર્ભ આપે છે.

સૌથી વધુ સમજદારીપૂર્વક ઉપયોગમાં લેવાતા સ્કેલને લિનસ પોલિંગ દ્વારા વિભાજિત કરવામાં આવે છે કારણ કે મેં ઉલ્લેખ કર્યો છે કે આ બોન્ડ એનર્જી પર આધારિત છે જે સૌથી વધુ ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવ તત્વો સામયિક કોષ્ટકની ઉપર જમણી બાજુએ છે.

પોલિંગ સેલ પર ચાર શૂન્યના મહત્તમ મૂલ્ય સાથે ફ્લોરિન સૌથી વધુ ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવ છે અને ઓછામાં ઓછા ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવ અણુઓ s બ્લોકમાં છે જે s એક અને s બે બ્લોક છે જે ક્ષારયુક્ત ધાતુઓ અને આલ્કલાઇન પૃથ્વી ધાતુઓ છે

તેથી ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવિટી એ આગાહી કરવા માટે ખૂબ જ ઉપયોગી સામાન્ય પરિમાણ છે.

તત્વની સામાન્ય રાસાયણિક વર્તણૂક અને બોન્ડ પ્રકારનો સારો સંકેત આપે છે કે મોટા ઇલેક્ટ્રો નેગેટિવિટી તફાવત સાથે બે તત્વો આયનીય સંયોજનો રચે છે ઉદાહરણ તરીકે હલાઇડ્સ જ્યારે તેઓ જૂથ એક અથવા જૂથ બે તત્વો સાથે ક્રિયાપ્રતિક્રિયા કરે છે ઉદાહરણ તરીકે જો તમે સોડિયમ ક્લોરાઇડને તેનું બોન્ડ માનતા હોવ તો પ્રકૃતિમાં આયનીય છે નાના ઇલેક્ટ્રોનિક તફાવતો પૂરતા છે જ્યારે એક તત્વ અત્યંત ઇલેક્ટ્રો પોઝ છે અત્યંત સમાન અથવા મધ્યવર્તી ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવિટી મૂલ્યો સાથેના બે તત્વો સહસંયોજક બોન્ડ બનાવવાનું વલણ ધરાવે છે ઉદાહરણ તરીકે જો તમે મિથેનમાં C-H બોન્ડને ધ્યાનમાં લો તો તે પ્રકૃતિમાં સહસંયોજક છે, કાર્બન અને હાઇડ્રોજન વચ્ચેનો ઇલેક્ટ્રોનિક તફાવત ન્યૂનતમ છે એટલે કે કાર્બનમાં 2.

5 છે જ્યારે હાઇડ્રોજનમાં 2.

1 છે.

પરિણામે તમે અનુમાન કરી શકો છો કે તે સહસંયોજક બોન્ડ છે અને મેં અહીં સામયિક કોષ્ટકમાં તમામ તત્વોના સંબંધિત અણુ કદ બતાવ્યા છે જે તમે કાળજીપૂર્વક જોઈ શકો છો અને દરેક જૂથ પરમાણુ કદ વધે છે અને દરેક હરોળમાં અણુ કદ ઘટે છે કારણ ખૂબ જ સરળ છે.

અને જો તમે જૂથમાં આપેલા તત્વોને ધ્યાનમાં લો તો તેનું કદ સતત વધી રહ્યું છે કારણ કે આગામી ઉચ્ચ શેલમાં વધુને વધુ ઇલેક્ટ્રોન ઉમેરવામાં આવે છે અને પરિણામે જે થાય છે તે અણુનું કદ વધે છે અને જૂથ 1 ગુમાવેલું તત્વ સૌથી મોટું અણુ કદ ધરાવે છે જ્યારે હિલિયમ સૌથી નાનું અણુ કદ ધરાવે છે અને જો તમે ઉદાહરણ તરીકે પીરિયડ 2 જુઓ છો જ્યાં આપણી પાસે લિથિયમ બેરિલિયમ બોરોન કાર્બન નાઇટ્રોજન ઓક્સિજન છે લ્યુરિન અને નિયોન અહીં મૂળભૂત રીતે ઉમેરવામાં આવેલા ઇલેક્ટ્રોન એક જ શેલમાં જાય છે પરિણામે અસરકારક પરમાણુ યાર્જ વધી રહ્યો છે પરિણામે ઉમેરાયેલા ઇલેક્ટ્રોન ન્યુક્લિયસની ખૂબ નજીક આવી રહ્યા છે અને તમે અણુ કદના સંકોચનને જોઈ શકો છો

તેથી આ વલણો અનુસરવામાં આવે છે.

બધા જૂથો ઉદાહરણ તરીકે તમે કોઈપણ જૂથને લો છો, ભારે તત્વો કદમાં મોટા હોય છે અને અણુનું કદ જૂથમાં સતત વધતું જાય છે અને અણુનું કદ અમુક સમયગાળા દરમિયાન સતત ઘટતું જાય છે

તેથી હવે ચાલો આપણે મુખ્ય જૂથ તત્વો અને તેમના સંયોજનો અને તેના આધારે જોઈએ.

બંધન પ્રકારો પર ઠીક છે, આપણે મુખ્ય જૂથ તત્વોના સંયોજનોને આયનીય સહસંયોજક અથવા પોલિમેરિકમાં પરમાણુમાં વર્ગીકૃત કરી શકીએ છીએ મુખ્ય જૂથ તત્વોના રસાયણશાસ્ત્રના સામાન્ય લક્ષણો અને તેમના પસંદ કરેલા સંયોજનોને ફક્ત ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવિટીમાં વિવિધતાનું વિશ્લેષણ અને તર્કસંગત કરીને સમજી શકાય છે.

તત્વો એ ખૂબ જ ઉપયોગી ગુણાત્મક સાધન તરીકે મુખ્ય જૂથ તત્વોના સૌથી મહત્વપૂર્ણ ઘટકો છે t_s એ હાઇડ્રાઇડ્સ ઓક્સાઇડ અને હલાઇડ્સ છે અને અલબત્ત આપણે સંયોજનોના બીજા જૂથને પણ ધ્યાનમાં લઈ શકીએ છીએ જેમ કે ઓર્ગેનોમેટાલિક સંયોજનો કાર્બન અથવા કાર્બનિક ભાગો સાથેના મુખ્ય જૂથ તત્વોની ક્રિયાપ્રતિક્રિયા છે જેનો અર્થ એકંદરે થાય છે, જો કે તે મુખ્ય જૂથ તત્વોના બધા ઉપલબ્ધ સંયોજનો જેવા પ્રયંદ દેખાય છે.

હાઇડ્રોજન સાથેના તમામ તત્વોની ક્રિયાપ્રતિક્રિયાને માત્ર ચાર વર્ગોમાં વર્ગીકૃત કરવામાં આવી છે જે હાઇડ્રાઇડ્સ બનાવવા માટે મુખ્ય જૂથના તત્વોના તમામ તત્વો ઓક્સિજન સાથે ક્રિયાપ્રતિક્રિયા કરવા માટે ઓક્સાઇડ બનાવે છે અને તે અન્ય ઓક્સિજન જૂથ તત્વો જેમ કે સલ્ફર સેલેનિયમ અને ટેલ્યુરિયમ સુધી વિસ્તૃત કરી શકાય છે અને તે પણ ક્રિયાપ્રતિક્રિયા.

હેલોજન શ્રેણી સાથેના તમામ મુખ્ય જૂથ તત્વોમાં ફ્લોરિન થોરામાઇન ક્લોરીન બ્રોમિન આયોડિન સહિતનો સમાવેશ થાય છે અને અને જો તમે આ ચાર વર્ગના સંયોજનોના વલણોને સમજો છો તો મુખ્ય જૂથ તત્વોની રસાયણશાસ્ત્ર સમજવું ખૂબ સરળ હશે

તેથી વર્ગીકરણ ખૂબ જ સરળ છે ચાલો જોઈએ .

p બ્લોક તત્વોની કેટલીક વિશેષતાઓ d પ્રોપર્ટીઝ તેઓ કેવી રીતે બદલાય છે p બ્લોક તત્વોમાં અનિવાર્યપણે બિન-ઘાતુ તત્વો હોય છે અને અલબત્ત ઘાતુઓ ગરમી અને વીજળીના સારા વાહક હોય છે અને ઘન ઘાતુઓમાં ઇલેક્ટ્રોન સમગ્ર સામગ્રી પર વ્યાપકપણે ડિલોકલાઇઝ્ડ હોય છે એટલે કે તમે જે પણ આલો છો તે વેલેન્સ ઇલેક્ટ્રોન.

એક લાક્ષણિક ઘાતુ તેઓ જાળીમાં તે યોક્કસ અણુના વેલેન્સ શેલ સુધી મર્યાદિત નથી તેઓ મુક્તપણે આગલા અણુમાં જઈ શકે છે એટલે કે તમે એવું માની શકો છો કે ઇલેક્ટ્રોનનો પ્રવાહ અણુની સપાટી પર ફરતો હોય અને તે તેમને ગરમીના સારા વાહક બનાવે છે અને વીજળી અને આ ગુણધર્મ વધે છે કારણ કે આપણી પાસે વેલેન્સ શેલમાં વધુને વધુ ઇલેક્ટ્રોન છે અને આ સંદર્ભમાં બિન-ઘાતુ તત્વો અનિવાર્યપણે ઇન્સ્યુલેટર છે અને

પી બ્લોકની મધ્યમાં સ્થાનીકૃત સહસંયોજક બોન્ડ્સમાંથી બનેલા હોવાને બદલે કોઈ ડિલોકલાઇઝિંગ બોન્ડિંગ નથી.

બોરોન અને સિલિકોન જેવા મેટાલોઇડ તત્વો જે મધ્યવર્તી ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવિટી દર્શાવે છે તેઓ પણ દર્શાવે છે ઘાતુઓની તુલનામાં પ્રમાણમાં ઓછી વિદ્યુત વાહકતા પરંતુ આ ઘાતુના ગુણધર્મ તાપમાન સાથે વધે છે જેનો અર્થ થાય છે કે આહ, જો તમે તત્વો પર ધ્યાન આપો તો અમે સામયિક કોષ્ટકમાં કહી શકીએ કે સમયગાળા દરમિયાન બિન- ઘાતુ ગુણધર્મ વધે છે અને ઘાતુના ગુણધર્મ જૂથના મુખ્ય જૂથ તત્વોમાં વધે છે.

આશરે બે કરતા ઓછી ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવિટી ધરાવતી ઘાતુઓ તરીકે બે બિંદુ બે કરતા વધુ ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવિટી સાથે બિન-ઘાતુ તરીકે વર્ગીકૃત કરી શકાય છે એટલે કે મુખ્ય જૂથ તત્વોને ઘાતુ તરીકે વર્ગીકૃત કરી શકાય છે જો ઇલેક્ટ્રોનિક વૃક્ષનું મૂલ્ય બે કરતા ઓછું હોય અને બિન-ઘાતુ તરીકે જો તેમની ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવિટી બે પોઇન્ટ બે કરતા વધારે હોય તો આ સ્કેલથી આપણે તત્વોને ઘાતુઓ અને બિન-ઘાતુઓ તરીકે વર્ગીકૃત કરી શકીએ છીએ અને કેટલાક કિસ્સાઓમાં ઘાતુઓ અથવા સેમિકન્ડક્ટર્સને ધ્યાનમાં લઈએ તો ચાલો પહેલા લાંબા ગાળાના ગુણધર્મોમાં ફેરફારને સારી રીતે સમજી શકાય.

સોડિયમથી શરૂ થતા અને આર્ગોન અને સાથે સમાપ્ત થતા પ્રથમ લોગ પીરિયડને જોઈને સોડિયમ અને મેગ્નેશિયમ બંને ઇલેક્ટ્રો પોઝીટીવ ધાતુઓ છે પછીનું તત્વ એલ્યુમિનિયમ એ ધાતુ છે પરંતુ જૂથ 14 માં ઘણા સહસંયોજક સંયોજનો તરીકે બિન ધાતુઓની ઘણી લાક્ષણિકતાઓ દર્શાવે છે કાર્બન એ બિન-ધાતુ છે જ્યારે સિલિકોન એ ધાતુ છે અને સેમિકન્ડક્ટર છે અને તેમાં સંયોજનો છે જે લક્ષણો દર્શાવે છે.

જૂથ 15 માં ધાતુ અને બિન-ધાતુ બંને સંયોજનોમાંથી અલબત્ત નાઇટ્રોજન એ સાચી બિન-ધાતુ છે અને ફોસ્ફરસ પણ બિન-ધાતુ છે જો કે ફોસ્ફરસ પછીના બાકીના તત્વો ખરેખર બિન-ધાતુ છે પરંતુ કેટલાક ધાતુના ગુણધર્મો સાથે અને જો તમે જુઓ તો એન્ટિમોની અને બિસ્મથ ધાતુના ગુણધર્મોમાં વધારો થાય છે અને બિસ્મથ એ મુખ્ય જૂથની ધાતુ છે અને જૂથ 16 અને 17ના કિસ્સામાં સલ્ફર અને ક્લોરિન એ સાચું બિન-ધાતુ સલ્ફર છે જે મુખ્યત્વે સહસંયોજક 58 રિંગ્સ અને અન્ય સ્વરૂપોમાં અથવા ઉચ્ચ રિંગ સ્વરૂપમાં પણ છે અને ક્લોરિન છે.

ડાયટોમિક સહસંયોજક રીતે બંધાયેલા પરમાણુઓ બનાવે છે આર્ગોન આસપાસની પરિસ્થિતિઓમાં મોનોએટોમિક ગેસ તરીકે અસ્તિત્વ ધરાવે છે અને રાસાયણિક બંધનમાં ભાગ લેતા નથી તેના ફીલ્ડ વેલેન્સ શેલ અને તેની સાથે સંકળાયેલ ખૂબ જ ઉચ્ચ આયનીકરણ ઊર્જા કારણ કે 5 ટુ પી ઇલેક્ટ્રોનિક રૂપરેખાંકન છે પરંતુ જ્યારે આપણે મુખ્ય જૂથના કોઈપણ ઘટકોમાં નીચે જઈએ છીએ ત્યારે

ઇલેક્ટ્રો નકારાત્મકતામાં ઘટાડો થવાથી સમાંતર અક્ષરમાં વધુ ધાતુ બની જાય છે જેનો અર્થ થાય છે ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવિટી સીધો ધાતુના ગુણધર્મો સાથે સંકળાયેલ હોઈ શકે છે કારણ કે ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવિટી ઘટે છે ધાતુની મિલકત વધે છે કારણ કે ઇલેક્ટ્રોનિક વધારો થાય છે કારણ કે બિન-ધાતુ ગુણધર્મો મુખ્ય જૂથ તત્વ સંયોજનોના ગુણધર્મોમાં વધારો કરે છે જેમ કે 5 બ્લોક ધાતુઓના કિસ્સામાં આયોનિકથી હાઇડ્રાઇડ્સ શ્રેણીનો અર્થ થાય છે કે શું તમે આલ્કલી ધાતુઓ અથવા આલ્કલાઇન પૃથ્વી ધાતુઓના હાઇડ્રાઇડ્સ બનાવો તે બેરિલિયમ સિવાય અનિવાર્યપણે આયનીય હાઇડ્રાઇડ્સ અપવાદ છે જે બેરિલિયમના નાના કદને કારણે સહસંયોજક પાત્ર ધરાવે છે અને જ્યારે એલ્યુમિનિયમના કિસ્સામાં તે પોલિમરીક છે અને પી બ્લોક તત્વોના બાકીના હાઇડ્રાઇડ્સ આવશ્યકપણે સહસંયોજક છે.

જૂથ એક અને જૂથ બે એલ હાઇડ્રાઇડ્સ તત્વો હાઇડ્રોજન કરતાં ઓછા ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવ છે જે નાઇટ્રોજન છે તે પોઈન્ટ નવ દર્શાવે છે જ્યારે હાઇડ્રોજનની પ્રવૃત્તિ બે પોઈન્ટ વન છે

તેથી બોન્ડિંગ અનિવાર્યપણે આયનીય હોય છે અને તે સંયોજનો બનાવે છે જેમાં mh કમ્પોઝિશન હોય છે કારણ કે અહીં આલ્કલી મેટલ અસ્તિત્વમાં છે પ્લસ વન સ્ટેટ અને હાઇડ્રોજન માઈનસ વન સ્ટેટમાં હશે આ હાઇડ્રાઇડ્સ પાણી ઉત્પન્ન કરતા હાઇડ્રોજન ગેસ સાથે ખૂબ જ હિંસક પ્રતિક્રિયા આપે છે અને બેરિલિયમ અને બોરોન માટે હાઇડ્રોજન સાથે ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવિટી તફાવત ખૂબ જ નાનો છે અને બેરિલિયમ હાઇડ્રાઇડ સહસંયોજક છે અને બોરોન હાઇડ્રાઇડ્સ પણ સહસંયોજક ક્લસ્ટર છે અને અલબત્ત અહીં ક્લસ્ટરની રચના આવશ્યકપણે ઇલેક્ટ્રોનની ઉણપને કારણે છે.

રૂપરેખાંકન અમારી પાસે બે p એક છે જ્યાં લઘુત્તમ બોન્ડ બનાવવા માટે અમે બે ઇલેક્ટ્રોનનો હવાલો ધરાવીએ છીએ પરિણામે બોરોન હાઇડ્રાઇડ્સ અસંખ્ય તટસ્થ તેમજ આયનીય હાઇડ્રાઇડ્સ બનાવે છે જે જ્યારે આપણે જૂથ 13 માં જોશું ત્યારે આપણે વધુ વિગતવાર જોશું. જૂથ 14 માં રસાયણશાસ્ત્ર હાઇડ્રેટ તમામ સહસંયોજક પરમાણુ પ્રજાતિઓ છે જે ch ની લાક્ષણિક છે 4 કે જે મિથેન છે તેવી જ રીતે જૂથ 15 16 અને 17 તત્વ હાઇડ્રાઇડ્સ તમામ સહસંયોજક પરમાણુ પ્રજાતિઓ છે અને જલીય દ્રાવણમાં આ હાઇડ્રાઇડ્સની એસિડિટી જમણી તરફ જવા પર વધે છે કારણ કે h અને તત્વ વચ્ચે ઇલેક્ટ્રો નેગેટિવિટી તફાવત વધે છે અને hx બોન્ડના કિસ્સામાં હેલોજન વધુ ધ્રુવીકરણ બને છે અને તે ધ્રુવીય સહસંયોજક બોન્ડ હશે જેમાં હાઇડ્રોજન પર ડેલ્ટા પ્લસ ચાર્જ અને હેલાઇડ્સ પર ડેલ્ટા માઇનસ હશે આનાથી ભૌતિક ગુણધર્મો જેમ કે ઉત્કલન બિંદુ અને અન્ય વસ્તુઓ પર પ્રભાવ પડે છે જેનો આપણે સંબંધિત જૂથમાં વધુ વિગતવાર અભ્યાસ કરીશું.

રસાયણશાસ્ત્ર યાલો આ સમસ્યાને અહીં ધ્યાનમાં લઈએ

તેથી ઇલેક્ટ્રોનેગેટીવીટી નેગેટીવીટી 0.

9 અને 3.

5 વાળા તત્વો દ્વારા જોવા મળતા હાઇડ્રાઇડ્સના પ્રોપર્ટીઝની આગાહી કરો એટલે કે આપણી પાસે ઇલેક્ટ્રોનેગેટીવીટી વેલ્યુ 0.

9 અને 3.

5 ધરાવતા મુખ્ય જૂથ તત્વોના બે તત્વો છે અને આપણે જાણીએ છીએ કે હાઇડ્રોજનની ઇલેક્ટ્રોનેગેટીવીટી 2.

1 છે.

જો હાઇડ્રોજન ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવિટી 0.

9 ધરાવતા તત્વ સાથે ક્રિયાપ્રતિક્રિયા કરે છે તો તે હોવું જોઈએ પ્રકૃતિમાં આયનીય છે અને તે જ રીતે જ્યારે ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવિટી 3.

5 ધરાવતું તત્વ હાઇડ્રોજન સાથે ક્રિયાપ્રતિક્રિયા કરે છે અને જો હાઇડ્રાઇડ રચાય છે તો તે પ્રકૃતિમાં સહસંયોજક હોવું જોઈએ,

તેથી તમે અહીં મેં આપેલો જવાબ જોઈ શકો છો અને તમે જોયું છે કે સોડિયમમાં 0.

9 ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવિટી છે એટલે કે તે સરળતાથી નાહ પ્રકારનું હાઇડ્રાઇડ બનાવે છે જ્યારે 3.

5 ના કિસ્સામાં તે ક્લોરિન છે તે આવશ્યકપણે હાઇડ્રોજન ક્લોરાઇડ અથવા એચસીએલ છે

તેથી પ્રથમ એક આયોનિક હાઇડ્રાઇડ છે અને બીજો સહસંયોજક હાઇડ્રાઇડ છે આ રીતે આ મૂલ્યો તમને બંધનની પ્રકૃતિને સમજવામાં મદદ કરશે.

અને મુખ્ય જૂથ તત્વોના અનુરૂપ સંયોજનોના ગુણધર્મો જેમ કે હાઇડ્રાઇડ્સ ક્લોરાઇડ્સના ગુણધર્મો વ્યાપકપણે સમાન પેટર્નને અનુસરે છે જેમાં ધાતુના ફ્લોરાઇડ્સ આયનીય હોય છે અને બિન ધાતુઓ જૂથ એક માટે સહસંયોજક પરમાણુ હોય છે અને બેરિલિયમ ક્લોરાઇડ્સ સિવાય જૂથ બે ધાતુઓ હોય છે.

આયનીય ધન પદાર્થો છે જે પાણીમાં તટસ્થ દ્રાવણ બનાવે છે અને નાના અત્યંત ધ્રુવીકરણ કરતા ધાતુના આયનોના ક્લોરાઇડ્સ જેમ કે

બેરિલિયમ એલ્યુમિનિયમ ગેલિયમ અને કેટલાક અન્ય તત્વો ધન અવસ્થામાં પોલિમરીક હોય છે.

જૂથ 14 અને 15 તત્વોના મોટા ભાગના ક્વોરાઇડ્સ અને બીસીએલ થ્રી અથવા મોલેક્યુલર સહસંયોજક પ્રજાતિઓ પી બ્લોક તત્વોના ક્વોરાઇડ્સ અને બેરિલિયમ સામાન્ય રીતે પાણીમાં એસિડ દ્રાવણ આપે છે કારણ કે તેઓ તેમાં ખાલી ઓગળવાને બદલે તેની સાથે સહેવાઈથી પ્રતિક્રિયા આપો અને સિલિકોન ટેટ્રાક્વોરાઇડથી વિપરીત કાર્બન ટેટ્રાક્વોરાઇડ એસિડિક દ્રાવણ આપવા માટે પાણી સાથે પ્રતિક્રિયા આપતું નથી અને આ સંપૂર્ણ ગતિશીલ અસર છે, હું તમને કહીશ કે શા માટે $cc14$ પાણી સાથે પ્રતિક્રિયા આપતું નથી જ્યારે $sic14$ પાણી સાથે સરળતાથી પ્રતિક્રિયા આપે છે.

હાઇડ્રોજન ક્વોરાઇડની રચના દ્વારા sio_2 નું હાઇડ્રોલિસિસ જે આપણે જૂથ 14 રસાયણશાસ્ત્રમાં ચર્ચા કરીશું, ચાલો આપણે મુખ્ય જૂથ ઓક્સાઇડ માટે મુખ્ય જૂથ તત્વ ઓક્સાઇડ્સને ધ્યાનમાં લઈએ, મધ્યમાં પોલિમેરિક ઓક્સાઇડ્સ દ્વારા નીચે ડાબા તત્વો માટે આયન ઓક્સાઇડ્સનો સમાન વલણ છે.

જેમાંથી ઘણા એમ્ફોટેરિક પ્રકૃતિના બે પરમાણુ સહસંયોજક ઓક્સાઇડ છે p બ્લોક ઓક્સિજનની સૌથી વધુ જમણી બાજુએ ઉચ્ચ ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવ તત્વો એ બીજું સૌથી વધુ ઇલેક્ટ્રોનેગેટિવ તત્વ છે જે જૂથ એક અને જૂથ બે ઘટકો સાથે આયનીય ઓક્સાઇડ બનાવે છે ઉદાહરણ તરીકે જો તમે સોડિયમ ઓક્સાઇડને ધ્યાનમાં લો તો ત્યાં ના બે ઓ અને કેલ્શિયમ ઓક્સાઇડ cao છે જે મૂળભૂત છે.

ઓક્સાઇડ્સ આપણે તેને મૂળભૂત ઓક્સાઇડ કેમ કહીએ છીએ જ્યારે તમે સોડિયમ ઓક્સાઇડ અથવા કેલ્શિયમ ઓક્સાઇડને પાણી સાથે ટ્રીટ કરો છો ત્યારે તે સંબંધિત ધાતુના ઉચ્ચ આલ્કલાઇન સોલ્યુશન સરળતાથી બનાવે છે ઉદાહરણ તરીકે સોડિયમ ઓક્સાઇડના કિસ્સામાં આપણને સોડિયમ હાઇડ્રોક્સાઇડ મળે છે કેલ્શિયમ ઓક્સાઇડના કિસ્સામાં આપણને કેલ્શિયમ હાઇડ્રોક્સાઇડ મળે છે.

અને

તેથી આલ્કલી અને આલ્કલાઇન પૃથ્વી ધાતુઓના ઓક્સાઇડને મૂળભૂત ઓક્સાઇડ કહેવામાં આવે છે, એટલે કે સોડિયમ એહ ઓક્સાઇડ જ્યારે પાણી સાથે પ્રતિક્રિયા આપે છે ત્યારે તે સોડિયમ હાઇડ્રોક્સાઇડ આપે છે તેવી જ રીતે કેલ્શિયમ ઓક્સાઇડ જ્યારે તે પાણી સાથે પ્રતિક્રિયા આપે છે ત્યારે તે સરળતાથી ખૂબ જ મજબૂત આલ્કલી દ્રાવણ બનાવે છે જેમ કે કેલ્શિયમ હાઇડ્રોક્સાઇડ પણ બે વાર $caoh$ તરીકે લખો

અહીં બે નાઓહ જૂથ તેર ઓક્સાઇડ છે જેમ કે બોરોન ટ્રાયઓક્સાઇડ અને એલ્યુમિનિયમ ટ્રાયઓક્સ આઇડી પોલિમેરિક છે અને એલ્યુમિનિયમ ટ્રાયઓક્સાઇડ એમ્ફોટેરિક છે પ્રકૃતિમાં કોઈપણ એમ્ફોટેરિક ઓક્સાઇડ એસિડિક તેમજ મૂળ દ્રાવણ બંનેમાં ઓગળી જાય છે જૂથ 14 માં સૌથી હળવા તત્વના ઓક્સાઇડ જે કાર્બન છે જેમ કે કાર્બન મોનોક્સાઇડ કાર્બન ડાયોક્સાઇડ ત્યાં વધુ એક કાર્બન ઓક્સાઇડ છે જેને કાર્બન સબઓક્સાઇડ કહેવામાં આવે છે.

તે સી ત્રણ ઓ બે છે તેનાથી વિપરીત સિલિકામાં મોલેક્યુલર ઓક્સાઇડ છે જે સિલિકોન ડાયોક્સાઇડ છે કો ટુ એ એક એસિડિક ઓક્સાઇડ છે કારણ કે તે પાણીમાં ઓગળે છે તે એસિડિક દ્રાવણ આપે છે જેનો અર્થ થાય છે કે ઇલેક્ટ્રો પોઝીટીવ મેટલ ઓક્સાઇડ મૂળ પ્રકૃતિના છે જ્યારે પી બ્લોક તત્વ ઓક્સાઇડ પ્રકૃતિમાં એસિડિક હોય છે કારણ કે જ્યારે તેઓ જૂથ 15 અને નાઇટ્રોજનના 16 ઓક્સાઇડમાં પાણી સાથે ક્રિયાપ્રતિક્રિયા કરે છે ત્યારે તેઓ એસિડ સોલ્યુશન આપે છે તે તમામ પરમાણુ સહસંયોજક પ્રજાતિઓ છે જેમાંથી ઘણી એસિડિક હોય છે જ્યારે સલ્ફર જે સલ્ફર ડાયોક્સાઇડ છે અને સલ્ફર ટ્રાયઓક્સાઇડ બંને પ્રકૃતિમાં એસિડિક હોય છે અથવા એસિડિક ઓક્સાઇડ છે ઉદાહરણ તરીકે ત્રણ જેથી જ્યારે તેની પ્રતિક્રિયા પાણી સાથે થાય છે ત્યારે તે સહેવાઈથી h બે જેથી ચાર બને છે જવાબ તેને ફક્ત વત્તા વત્તા તરીકે પણ બતાવી શકાય છે

તેથી ચાર બે ઓછા સમાન રીતે જૂથ સત્તર અને જૂથ અઠારનાં કિસ્સામાં માત્ર ઝેનોનમાં તેઓ ઓક્સાઇડ બનાવે છે જે પ્રકૃતિમાં પરમાણુ પ્રજાતિઓ છે, ચાલો આપણે બંધન ખ્યાલો જોઈએ જેનો ઉપયોગ સમજવા માટે થાય છે.

ભૂમિતિ અને મુખ્ય જૂથ તત્વ સંયોજનોની ભૂમિતિ અને આકારો મુખ્ય જૂથ તત્વોમાં બંધનને સમજાવવા માટે કેટલીક રચના અને બંધન વિભાવનાઓ સાથે આવવાની આ પ્રક્રિયામાં 1916 માં ગિલ્વર્ટ ન્યૂટન લુઇસનું સૌથી મોટું યોગદાન ગિલ્વર્ટ ન્યૂટન લુઇસ તરફથી આવ્યું હતું, તેમણે સિદ્ધાંતનો પ્રસ્તાવ મૂક્યો હતો.

બર્કલે ખાતે યુનિવર્સિટી ઓફ કેલિફોર્નિયામાં બોન્ડિંગ અને તેમણે સામયિક કોષ્ટકમાં ઇલેક્ટ્રોન વિશેની માહિતી ઉમેરી અને તેમણે ભારે પાણીના શુદ્ધિકરણ પર પણ કામ કર્યું જે $d2o$ છે અને તેમણે એસિડ બેઝ થિયરી પણ પ્રસ્તાવિત કરી અને એસિડ-બેઝ ક્રિયાપ્રતિક્રિયાઓને સમજવામાં તેમનો ફાળો ઘણો મોટો છે.

આ જ કારણ છે કે તેનો કોન્સેપ્ટ લેવિસ એસિડ બેઝ કોન્સેપ્ટ તરીકે પણ ઓળખાય છે અને તેણે માં કામ કર્યું હતું ફોટો રસાયણશાસ્ત્રના ક્ષેત્રમાં અને હકીકતમાં તેઓ નોબેલ પુરસ્કાર માટે 41 વખત નામાંકિત થયા હતા અને 23 માર્ચ 1946 ના રોજ તેઓ હાઇડ્રોજન સાયનાઇડ સાથે કામ કરી રહ્યા હતા તે સમયે તેમની પ્રયોગશાળામાં મૃત હાલતમાં મળી આવ્યા હતા અને કેટલાક લોકોએ વિચાર્યું હતું કે તેણે આત્મહત્યા કરી લીધી છે પરંતુ તેના જીવનનો અંત આવ્યો હતો.

એક ખૂબ જ ઉદાસી નોંધ અને જ્યાં સુધી મુખ્ય જૂથ રસાયણશાસ્ત્ર ઘણી પ્રયોગશાળાઓમાં પ્રેક્ટિસ કરવામાં આવે છે ત્યાં સુધી તેને યાદ કરવામાં આવશે અને અત્યાર સુધી અમે ચર્ચા કરી રહ્યા છીએ તે તમામ મુખ્ય જૂથ ઘટકોની ભૂમિતિ બંધન અને પ્રતિક્રિયાત્મકતાને સમજાવવા માટેના વિભાવનાઓને રિફાઇન કરવામાં અને લાવવામાં તેમનો ફાળો ઘણો મોટો છે.

આ શીર્ષક હેઠળ તત્વો અને સામયિક ગુણધર્મોના વર્ગીકરણ વિશે અમે ઘણા નવા શબ્દો શીખ્યા જે છે ઇલેક્ટ્રોનગેટિવિટી ઇલેક્ટ્રોન એફિનિટી અથવા ઇલેક્ટ્રોન એટેચમેન્ટ અને એન્યાલ્પી અને આયનાઇઝેશન એનર્જી અને પછી ઇલેક્ટ્રોનિક સ્પરેખાંકન

તેથી p બ્લોક તત્વો અને s બ્લોક તત્વો આવશ્યકપણે મુખ્ય જૂથ તત્વો છે અને અમારી પાસે છે.

તેમના સંયોજક શેલમાં એક ઇલેક્ટ્રોન ધરાવતા બે બ્લોક તત્વો કેલ છે. લીડ આલ્કલી ધાતુઓ તેમના સંયોજક શેલમાં બે ઇલેક્ટ્રોન ધરાવે છે જેમાં આલ્કલાઇન પૃથ્વી ધાતુઓ હોય છે અને અમારી પાસે બોરોનથી શરૂ કરીને s ટુ પી વન હોય છે જેમાં નિયોન સાથે s ટુ પેપ સિક્સ હોય છે જેનો અર્થ થાય છે કે પાંચના છ જૂથો હોય છે જેમાં s બે p એક બે s બે હોય છે.

ત્રણથી આઠ ઇલેક્ટ્રોન તેમના વેલેન્સ શેલમાં છે અને આપણે સાપેક્ષ માપો પર પણ ધ્યાન આપીએ છીએ કે તે કદ જૂથની નીચે વધે છે અને અણુનું કદ પણ સમયગાળા દરમિયાન ઘટે છે અને સમયગાળા દરમિયાન ઇલેક્ટ્રોનગેટિવિટી વધે છે અને ઇલેક્ટ્રોનગેટિવિટી સમગ્ર જૂથમાં ઘટે છે અને તે જ રીતે ઇલેક્ટ્રોનગેટિવિટી નીચે વધે છે.

જૂથ અને આમાંની કેટલીક બાબતો જો તમને યાદ હોય તો તેમના રસાયણશાસ્ત્રને સમજવું ખૂબ સરળ રહેશે અને સગવડતા માટે મુખ્ય જૂથ તત્વોના તમામ સંયોજનોને ફક્ત ચાર શ્રેણીઓમાં વર્ગીકૃત કરી શકાય છે,

એક છે હાઇડ્રોજન સાથેના તમામ મુખ્ય જૂથ તત્વોની ક્રિયાપ્રતિક્રિયા, સંયોજનોને હાઇડ્રાઇડ્સ આ હાઇડ્રાઇડ્સ કહેવામાં આવે છે.

કાં તો આયનીય હાઇડ્રાઇડ્સ હોઈ શકે છે અથવા સહસંયોજક હાઇડ્રાઇડ્સ ધ્રુવીય સહસંયોજક પ્રોપ ધરાવે છે erty અથવા બિન- ધ્રુવીય સહસંયોજક ગુણધર્મો અને તે પણ આપણે મેટાલિક હાઇડ્રાઇડ્સ પર આવીશું અને ઓક્સાઇડ્સ સાથે ફરીથી ક્ષારયુક્ત ધાતુઓ અને આલ્કલાઇન પૃથ્વી ધાતુઓ આયનીય ઓક્સાઇડ બનાવે છે અને જે પ્રકૃતિમાં મૂળભૂત છે જ્યારે p બ્લોક તત્વ ઓક્સાઇડ બનાવે છે જે પ્રકૃતિમાં આવશ્યકપણે એસિડિક હોય છે અને સમાન વસ્તુ હોય છે.

હવાઇડ્સના કિસ્સામાં સાચું છે બધા મુખ્ય જૂથ તત્વો અનુરૂપ હવાઇડ્સ બનાવવા માટે હેલોજન સાથે ક્રિયાપ્રતિક્રિયા કરે છે અને આલ્કલી મેટલ અને આલ્કલાઇન પૃથ્વી ધાતુઓના આ હવાઇડ્સ પ્રકૃતિમાં આયનીય હોય છે અને તે પાણીમાં સરળતાથી વિસર્જન કરે છે જ્યારે પી બ્લોક તત્વોના હાઇડ્રેટ પ્રકૃતિમાં સહસંયોજક હોય છે

તેથી કેટલાક આ વસ્તુઓમાંથી આપણે સમજી ગયા છીએ અને આ પાસાઓ જે પણ સમજાય છે તે ખૂબ જ ઉપયોગી થશે જ્યારે આપણે વ્યક્તિગત જૂથોની રસાયણશાસ્ત્રની ચર્ચા કરવાનું શરૂ કરીએ અને વ્યક્તિગત જૂથોની રસાયણશાસ્ત્ર તરફ આગળ વધતા પહેલા હું બંધારણ અને બંધન વિભાવનાઓ અને બંધારણ અને બંધન વિભાવનાઓ વિશે ચર્ચા કરીશ.

લુઇસ ડોટ સ્ટ્રક્ચર્સથી શરૂ કરીને આપણી પાસે આજે જે પરમાણુ છે તે વિકસિત થયું એઆર ઓર્બિટલ થિયરી જ્યાં આપણે અણુ ભ્રમણકક્ષાના રેખીય સંયોજનને ખૂબ જ રસપ્રદ પરમાણુ ભ્રમણકક્ષા પર પહોંચવા માટે ધ્યાનમાં લઈએ છીએ જે મુખ્ય જૂથ તત્વોના લગભગ તમામ ગુણધર્મોને સમજાવી શકે છે આ બધી બાબતો હું મારા આગામી લેક્ચરમાં ચર્ચા કરીશ આહ તમારો ખૂબ ખૂબ આભાર વિદેશી