સેકન્ડ ચાન્સ પ્રોગ્રામ – ગુજરાત (વર્ષ 2020-21)

વિષય :- વિજ્ઞાન (મેઈન કોર્ષ) ધોરણ – 10

પ્રકરણ :- 05 – પરમાણું રચના

આ પાઠના આરંભમાં આપણે પરમાણુના મૂળ કણો જેવા કે ઈલેક્ટ્રોન, પ્રોટોન, ન્યુટ્રોન વગેરેની થયેલ શોધનો અભ્યાસ કરીશું, તેના આધારે પરમાણુના વિભિન્ન પ્રસ્તાવિત મોડલ વિશે શીખીશુ આપણે ચર્ચા કરીશું કે પરમાણુના વિભિન્ન મોડેલ કઈ રીતે વિકસ્યા અને સાથે જ તેમની સફળતા અને મર્યાદાઓને સમજીશું આ પછી પરમાણુમાં ઈલેક્ટ્રોનની વ્યવસ્થા અને વિતરણ કઈ રીતે થાય છે, તે સમજીશું. આ વ્યવસ્થાને ઈલેક્ટ્રોન વિન્યાસ તરીકે ઓળખાય છે. ઈલેક્ટ્રોન વિન્યાસ તત્વોનાં વિભિન્ન ગુણધર્મોને સમજાવવામાં ઉપયોગી છે. આના દ્વારા રચાયેલ રાસાયણિક બંધની પ્રકૃતિનું નિર્ધારણ આના દ્વારા જ થાય છે. પાઠ ૭માં રાસાયણિક બંધનો વિસ્તૃત અધ્યયન કરીશું.

૫.૧ અણુમાં રહેલ વીજભારીત કણો.

આપે પાઠ ૨માં ડાલ્ટનના પરમાણુ સિદ્ધાંત વિશે અભ્યાસ કર્યો. ૧૮૦૩માં પ્રસ્તાવિત આ સિદ્ધાંત અનુસાર પરમાણુને પ્રત્યેક પદાર્થનો સૌથી નાનો અને અવિભાજ્ય ઘટક માનવામાં આવે છે. ડાલ્ટનનો નિયમ તે સમયે પ્રચલિત દ્રવ્યમાન સંકરણનો સિદ્ધાંત, સ્થિર પ્રમાણનો નિયણ તથા ગુણિત પ્રમાણનાં નિયમને સમવી શકતો હતો. જો કે ૧૯મી સદીના અંતે કેટલાક પ્રયોગોને આધારે જાણવા મળ્યું પરમાણુ ન તો સૌથી નાનો છે અને ન તો અવિભાજ્ય કણ છે.ડાલ્ટને કહ્યું હતું કે તે પણ સુક્ષ્મ કણોથી બનેલો છે. આ કણોમાં ઈલેક્ટ્રોના, પ્રોટોન અને ન્યુટ્રોન છે. ઈલેક્ટ્રોન ઋણવીજભારીત, પ્રોટોન ધનવીજભારીત અને ન્યુટ્રોન તટસ્થ છે. હવે આપ મૂળ કણોની શોધ વિશે શીખશો.

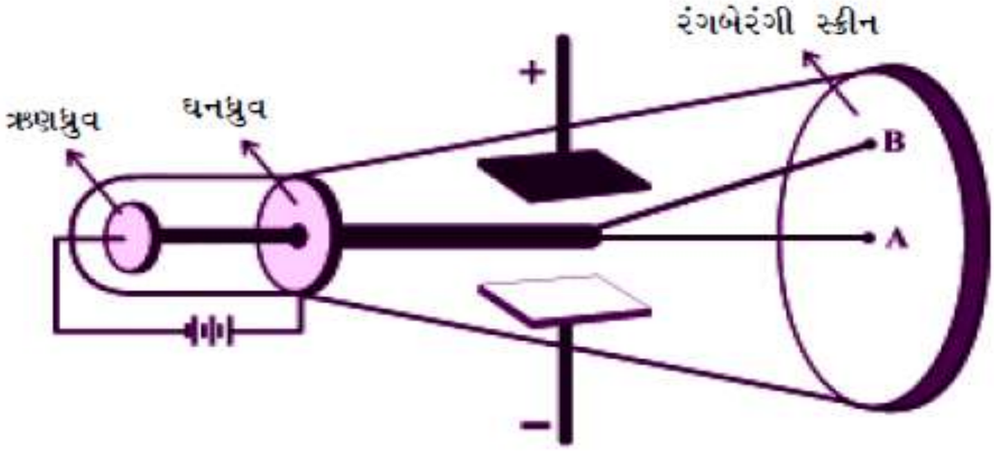
૫.૧.૧ ઈલેક્ટ્રોનની શોધ

૧૮૮૫માં વિલિયન ફુક્સે પ્રયોગોની શ્રંખલા કરી જેમાં તેમણે કેથોડ કિરણોનો ઉપયોગ કરી ધાતુને ખાલી નળીમાં અંત્યંત ગરમ કરીને તેના ગુણધર્મોનો અભ્યાસ કર્યો.

આકૃતિ - ૫.૧ કેથોડ રે ટ્યુબ

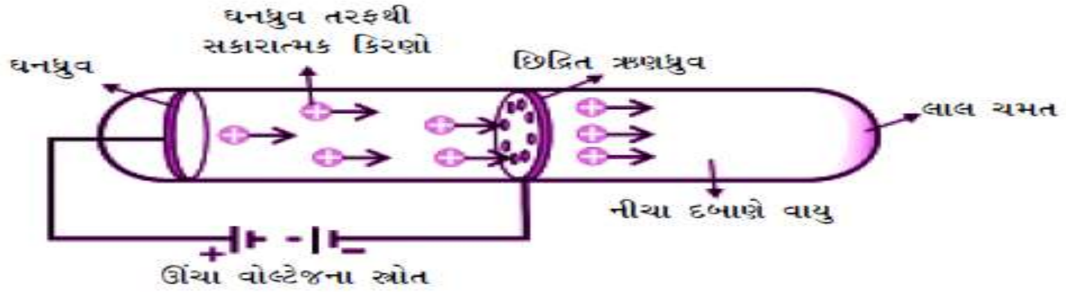
શૂન્યાવકાશવાળી નળીમાં ઈલેક્ટ્રોડ પર ઉચ્ચ વોલ્ટેજ પસાર કરતાં કેથોડ કિરણો પ્રાપ્ત થાય છે. એક કેથોડ કિરણ નળી આંશિક રીતે ખાલી હોયછે. જેમાં ધાતુના ઈલેક્ટ્રોડ હોય છે.

- *કેથોડ કિરણો સીધી રેખામાં ગતિ કરે છે.*
- *કેથોડ કિરણોનાં ઘટકો દ્રવ્યમાન ધરાવે છે અને તેમાં ગતિ ઊર્જા હોય છે.*
- *કેથોડ કિરણોનાં ઘટકોનું દ્રવ્યમાન નહીવત્ છે. પરંતુ તે ઝડપથી ગતિ કરે છે.*
- *કેથોડ કિરણોનાં ઘટકો ઋણવીજભારીત હોય છે. અને બાહ્ય વિદ્યુતક્ષેત્રમાં ધનવીજભારીત પ્લેટ તરફ આકર્ષિત થાય છે.*
- *ઉતપન્ન થયેલ કેથોડ કિરણોની પ્રકૃતિ, કેથોડનળીમાં ભરેલ વાયુ કે કેથોડ અને એનોડ બનાવવા ઉપયોગી ધાતુની પ્રકૃતિ પર આધારીત નથી. પ્રત્યેક સ્થિતિમાં વીજભાર અને દ્રવ્યમાનનું પ્રમાણ .. એકસમાન હોય છે.*



૫.૧.૨ પ્રોટોનની શોધ

ઈલેક્ટ્રોનની શોધના ઘણા સમય પહેલા ગોલ્ડસ્ટીને એક છિદ્રિત કેથોડ (કેથોડ જેમાં છિદ્ર હોય) વાળી વિસર્જન નળીમાં ઓછા દબાણે હવા ભરીને એક પ્રયોગ દ્વારા દર્શાવ્યુ કે જ્યારે વિસર્જન નળીમાં ઉચ્ચ વિદ્યુત વોલ્ટેજ આપતાં છિદ્રિત કેથોડની પાછળ ધીમી લાલ જ્યોત ઉત્પન્ન થાય છે.



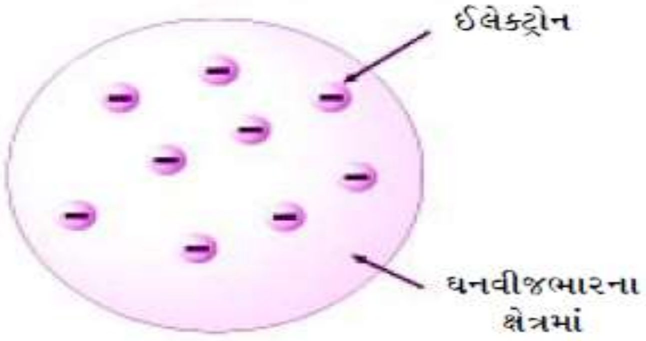
૫.૨ અણુનાં અગાઉના સમયનો મોડલ

ભાગ ૫.૧માં આપ શીખ્યા કે પરમાણુ વિભાજ્ય છે અને ત્રણ કણોનો બનેલો છે. પ્રશ્ન એ ઉદ્ભવે છે કે આ પરમાણીય કણ પરમાણુમાં કઈ રીતે વ્યવસ્થિત છે? પ્રાયોગિક માહિતી અનુસાર પરમાણુની રચનામાં જુદા જુદા મોડલ રજુ કરાયા જેમાંથી આ ભાગમાં આપણે થોમસન અને રૂથરફોર્ડનાં મોડલની ચર્ચા કરીશું.

૫.૨.૧ થોમ્સનનું મોડલ

પાઠ-૨માં આપ શીખ્યા કે બધા પદાર્થો પરમાણુનાં બનેલા છે. અને બધાજ પરમાણુઓ વિદ્યુતીય રીતે તટસ્થ હોય છે પરમાણુના ઘટકોમાં ઈલેક્ટ્રોનની શોધ થયા પછી થોમ્સને એ નિષ્કર્ષ કાઢયો કે પરમાણુ ઈલેક્ટ્રોનની સરખામણીએ સમાન માત્રામાં ધનવીજભાર પણ હોવો જોઈએ.

આ આધારે પરમાણુ રચનાનું એક મોડલ તેમણે રજૂ કર્યુ જે અનુસાર પરમાણુ એક ગોળાકાર ક્ષેત્ર છે જેમાં સમાન સંખ્યામાં ધનવીજભાર અને ઋણવીજભારીત ઈલેક્ટ્રોન ચારેય તરફ વિખેરાયેલા છે. આ મોડલને પ્લમ પુડીંગ નામ અપાયુ જેમાં ઈલેક્ટ્રોન પ્લમ છે. જે ધનવીજભારીત પુડીંગમાં ઉપલબ્ધ છે. આ મોડલ તરબૂચ જેવુ છે જેમાં લાલભાગ ધનવીજભારીત સ્વરૂપમાં અને ઈલેક્ટ્રોન બીજ સ્વરૂપે હોય છે. જો કે ધ્યાન આપવા જેવી બાબત એ છે કે તરબૂચમાં બીજની સંખ્યા વધારે હોય છે. અને પરમાણુમાં આટલી સંખ્યામાં ઈલેક્ટ્રોન હોતા નથી.



૫.૨.૨ રૂથરફોર્ડનું મોડલ

અર્નેસ્ટ દ્રથરફોર્ડ અને તેના સાથીઓ રેડીયો એકટીવીટીનાં ક્ષેત્રમાં કામ કરતાં હતા તે α–કણોનું પદાર્થો પર અસરનું અધ્યયન કરતાં હતા. α કણ હિલિયમ પરમાણુનાં કેન્દ્ર હોય છે. α–કણ હિલિયમ પરમાણુમાંથી બે ઈલેક્ટ્રોનને કાઢી લેતાં પ્રાપ્ત થાય છે. ૧૯૭૧માં હેન્સ ગીજર અને અર્નેસ્ટ માર્સડેને (દ્રથરફર્ડ શિષ્ય) α કણનાં પ્રસિદ્ધ પ્રકીર્ણન પ્રયોગનું વર્ણન કર્યુ આનાથી થોમ્સનનાં મોડલનું ખંડન થયું. આવો આ પ્રયોગને જાણીએ.

ક્ષ - કિરણ વિખેરણ પ્રયોગ

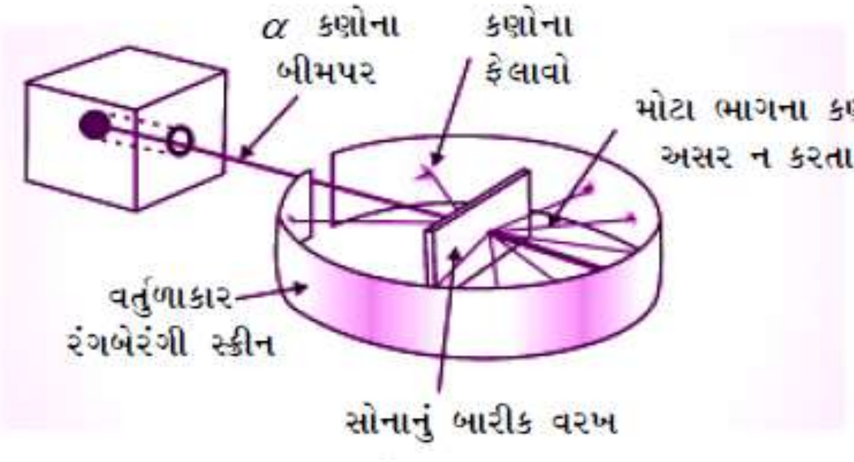
આ પ્રયોગમાં એક રેડિયોએકટીવ સ્ત્રોતમાંથી નીકળતી α કિરણાવલીને સોનાનાં પાતળા વરખ (૦૦૦૦૪ સેમી) પર આપાત કરી અને ફોટોકોમિક પ્લેટ પર પડવા દેવામાં આવ્યા. તેનાથી ઉતપન્ન થતાં કિરણોની તપાસ કરતાં માલુમ પડ્યું કે થોમ્સનનાં મોડલ અનુસાર જે અનુમાન હતું કે α કણ સોનાના પ્લેટ તે વરખની પાછળ રાખવામાં આવે ત્યારે તેના પર ઝીલી શકાશે પરંતુ પ્રયોગનાં પરિણામ (આકૃતિ - ૫.૫) ઘણા આશ્ચર્યજનક હતાં અને તેના દ્વારા જાણવા મળ્યું કે,

(i) *મોટાભાગના α કણો સોનાના વરખમાંથી પસાર થાય છે.*

(ii) *કેટલાક α કણ પોતાના પથથી થોડા વિચલિત થાય છે.*

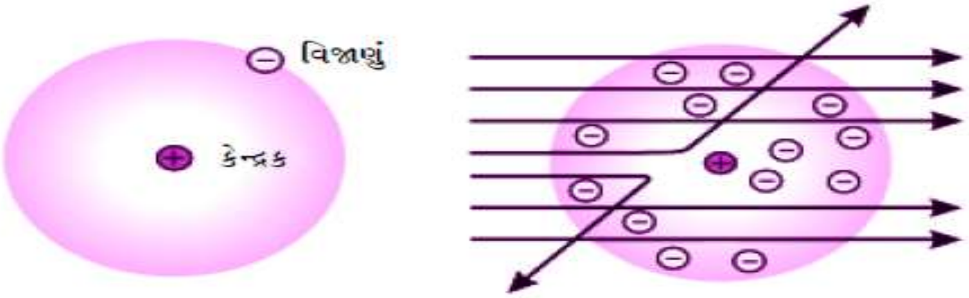
(iii) *મર્યાદીત α કણ વધારે વિચલિત થાય છે.*

(iv) *દરેક ૧૨૦૦ કણોમાંથી એક કણ પાછો ફરે છે.*



આકૃતિ - ૫.૬

આ પ્રસ્થાપિત મોડેલનાં આધારે પ્રકીર્ણન પ્રયોગને સમજાવી શકાય છે. આકૃત્તિ - ૫.૬માં દર્શાવ્યા અનુસાર તમામ કણ પરમાણુનાં ઈલેક્ટ્રોનનાં ક્ષેત્રમાંથી પસાર થાય છે, ત્યારે કોઈ વિક્ષેપ વિનાં સીધી રેખામાં ગતિ કરે છે, ફક્ત તે જ કણ જે ધનવીજ બારીત હોય તે કેન્દ્રની નજીકમાંથી પસાર થાય છે, તે જ થોડા વિક્ષેપિત થાય છે. બહુ ઓછા .. કણ કેન્દ્ર સાથે અથડાયા પછી પાછા ફરે છે.



(a) (b)

આકૃતિ - ૫.૬

પોતાના મોડેલ અનુસાર રૂથરફોર્ડ કેન્દ્રનાં આકારનો અનુમાન લગાવ્યો તેના અનુમાન અનુસાર કેન્દ્રની ત્રિજ્યા પરમાણુની ત્રિજ્યાથી ૧૦૦૦૦ ગણી ઓછી છે. આપણે કેન્દ્રનાં આકારની કલ્પના નીચેની આકૃતિથી કરી શકીએ છીએ. જો પરમાણુનો આકાર ક્રિકેટનાં મેદાનની જેવો હોય તો કેન્દ્રનો આકાર મેદાન વચ્ચે એક માખી જેટલો હશે.

5.3 ટુથફર્ડનાં મોડલની મર્યાદાઓ

આ મોડેલ અનુસાર ઋણબીજભારીત ઈલેક્ટ્રોન ગોળાકાર કણોમાં ધનવીજભારીત કેન્દ્રની આસપાસ ફરે છે. જો કે મેક્સ્વોલનાં વિદ્યુત ચુંબકીય સિદ્ધાંત અનુસાર જો એક વીજભારીત કણ બીજા વીજભારીત કણની ઝડપથી પરિક્મા કરે તો તે સતત વિકિરરણનાં સ્વરૂપમાં ઊર્જા ગુમાવે છે. ઉર્જાનાં વિસર્જનને કારણે ઈલેક્ટ્રોનની ગતિ ધીમી થઈ જાય છે. આથી ઈલેક્ટ્રોન કેન્દ્રની ચારે તરફ સર્યાકાર પરિક્મા કરશે અને અંતે કેન્દ્રમાં પડી જશે (આકૃતિ ૫.૬માં દર્શાવ્યા અનુસાર) બીજા શબ્દોમાં પરમાણુ સ્થાયી નહી હોય. પરંતુ આપણે જાણીએ છીએ કે પરમાણુ સ્થાયી છે. અને આ રીતે તનું પતન થશે નહી આથી રૂથરફોડનું મોડલ પરમાણુની સ્થિરતા સમજાવવામાં અસમર્થ છે. તમને ખબર છે કે પરમાણુમાં ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ચોક્કસ છે. રૂથરફોર્ડનું મોડલ ઈલેક્ટ્રોન કેન્દ્રની ચારે તરફ કઈ રીતે વિતરીત થયા હશે તે વિશે કશું કહેતુ નથી. આ મોડલની બીજી એક મર્યાદા પરમાણુ દ્રવ્યમાન અને પરમાણુક્રમાંક (પ્રોટોનની સંખ્યા) વચ્ચે સંબંધ સમજાવવામાં અસમર્થ છે આ સમસ્યાનું પછીથી ચેડાવિક દ્વારા ન્યૂટ્રોન નામના ત્રીજા કણની શોધ પછી સમાધાન કરી શકાયું જેના વિશે આપ ૫.૫ માં શીખશો.

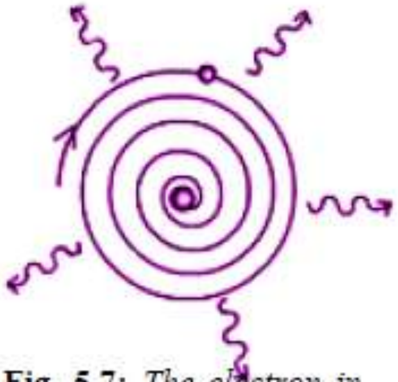


Fig. 5.7: *The electron in the Rutherford's model is expected to spiral into the nucleus*

૫.૫ ન્યુટ્રીનની શોધ

યાદ કરો કે જ્યારે આપણે રૂથરફોર્ડનાં મોડલની નિષ્ફળતાની ચર્ચા કરતાં હતાં ત્યારે ઉલ્લેખ કર્યો હતો કે રૂથરફોર્ડનું મોડલ પરમાણુ દ્રવ્યમાન અને પરમાણુ ક્રમાંક વચ્ચે સંબંધ સમજાવવામાં અસમર્થ છે. રૂથરફોર્ડના મોડલ અનુસાર હિલિયમનો પરમાણુ ભાર (૨ પ્રોટોન

યુક્ત) હાઈડ્રોજન પરમાણુભાર (પ્રોટોન થી બે ગણુ થવું જોઈ (ઈલેક્ટ્રોનનું દ્રવ્યમાન અવગણવામાં આવ્યું છે.) જો કે હિલિયમ પરમાણુ અને હાઈડ્રોજન પરમાણુઓનાં દ્રવ્યમાનનું વાસ્તવિક પ્રમાણ ૪.૧ છે. આથી એવું સૂચન કરાયુ છે કે કેન્દ્રમાં એક અને એવા પરમાણુ કણ હોવા જોઈએ જેનું દ્રવ્યમાન હોય પરંતુ વિદ્યુતીય રીતે તટસ્થ હોય આ રીતે કણની શોધ ૧૯૩૨માં ચેડવિકે કરી તે વીજભાર રહીત છે અને તેને ન્યુટ્રોન નામ અપાયુ હાઈડ્રોજન સિવાય બધાજ પરમાણુમાં કેન્દ્રમાં ન્યુટ્રોન હાજર છે. ન્યુટ્રોનને .. સંજ્ઞાથી દર્શાવાય છે.અને તેનું દ્રવ્યમાન પ્રોટોનની સરખામણીમાં થોડુ વધારે જોવા મળે છે. અને તેથી જો હિલિયમનાં કેન્દ્રમાં ૨ પ્રોટોન અને ૨ ન્યુટ્રોન હોય તો હિલિયમ, હાઈડ્રોજનનાં દ્રવ્યમાનનું પ્રમાણ ૪: ૧ ને સમજાવી શકાય છે પરમાણુના ત્રણ મૂળભૂત ઘટક કણોની વિશેષતાઓ કોષ્ટક ૫.૧ માં દર્શાવી છે.

કોષ્ટક - ૫.૧ મૂળભૂત ઉપકણોનાં લક્ષણો

કણ	સંજ્ઞા	દળ (કિ.ગ્રામ)	ખરેખર વીજભાર (કુલંબમાં)	સંબંધિત વીજભાર
ઈલેક્ટ્રોન	e	$9.109\,389 \times 10^{-31}$	$1.602\,177 \times 10^{-19}$	–1
પ્રોટોન	p	$1.672\,623 \times 10^{-27}$	$1.602\,177 \times 10^{-19}$	1
ન્યુટ્રોન	n	$1.674\,928 \times 10^{-27}$	0	0

૫.૬ પરમાણુ ક્રમાંક અને પરત્રાણવીય છટ

આપ ભણી ચૂક્યા છો કે પરમાણુ કેન્દ્રમાં ધનવીજભારીત કણ પ્રોટોન અને તટસ્થ ન્યુટ્રોન હોય છે. પરમાણુ કેન્દ્રમાં ઉપસ્થિત પ્રોટોનની સંખ્યાને પરમાણુ ક્રમાંક કહે છે. આને Z સંજ્ઞાથી દર્શાવાય છે. કોઈપણ તત્વનાં બધા પરમાણુઓમાં પ્રોટોનની સંખ્યા સમાન હોય છે. પરમાણુમાં ઈલેક્ટ્રોન કેન્દ્રની બહાર હોય છે. પરમાણુમાં ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા પ્રોટોનની સંખ્યા સમાન હોય છે, આથી પરમાણુ વિદ્યુતીય રીતે તટસ્થ હોય છે. આથી પરમાણુક્રમાંક = પ્રોટોનની સંખ્યા = ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા આપને યાદ હશે કે ડાલ્ટનનાં સિદ્ધાંત અનુસાર વિભિન્ન તત્વોનાં પરમાણુ એકબીજાથી અલગ હોય છે. હવે આપણે કહી શકીએ કે આ તફાવત તત્વનાં પરમાણુમાં રહેલા પ્રોટોનની ભિન્ન સંખ્યાના કારણે છે. બીજા શબ્દોમાં ભિન્ન ભિન્ન

તત્વોનાં પરમાણુ ક્રમાંક જુદા જુદા હોય છે. ઉદાહરણ તરીકે હાઈડ્રોજન અને હિલિયમના પરમાણુ જુદા જુદા છે. કારણકે હાઈરોજનનાં પરમાણુ કેન્દ્રમાં એક પ્રોટોન છે. જ્યારે હિલિયમ પરમાણુ કેન્દ્રમાં બે પ્રોટોન છે. તેમના પરમાણુક્રમાંક ક્રમશ : ૧ અને ૨ છે. આપે રૂથરફોર્ડ મોડલમાં શીખ્યાં કે પરમાણુનું દ્રવ્યમાન તેના કેન્દ્રમાં કેન્દ્રિત હોય છે. તે કેન્દ્રમાં બે ભારે કણ પ્રોટોન અને ન્યુટ્રોનની ઉપસ્થિતીનાં કારણે છે. આ કણોને ન્યુક્લિઓન કહે છે. કોઈ પરમાણુ કેન્દ્રમાં ઉપસ્થિત ન્યુક્લિઓનની સંખ્યાને તે પરમાણુનું દ્રવ્યમાન કહે છે. અને A સંજ્ઞાથી ઓળખાય છે. અને તે પરમાણુનાં કેન્દ્રમાં ઉપસ્થિત પ્રોટોન અને ન્યુટ્રોનની સંખ્યાઓના સરવાળા બરાબર હોય છે. આથી

પરમાણુનો દળાંક (A) = પ્રોટોન (Z) + ન્યુટ્રોન (n)

$$A = Z + N$$

પરમાણુક્રમાંક અને દ્રવ્યમાનની સંખ્યાને તે તત્વોનો સંજ્ઞા પર ચિન્હીત કરાય છે. એક તત્વ X જેનો પરમાણુ ક્રમાંક Z છે. અને દ્રવ્યમાન સંખ્યા A છે નીચે પ્રમાણે લખી શકાય.

પ્રશ્ન એ છે કે ઈલેક્ટ્રોન આ કક્ષાઓમાં કઈ રીતે વિતરીત થાય છે? ઈલેક્ટ્રોનનું વિતરણ નીચે પ્રમાણે નિયમો અનુસાર થાય છે.

I. પરમાણુની કક્ષાઓને K, L, M, N,... અક્ષરો દ્વારા અથવા પૂર્ણ સંખ્યાઓ n = 1,2,3,4,.... દ્વારા દર્શાવાય છે.

II. કક્ષાઓની વ્યવસ્થા ઊર્જાના વધતા ક્રમમાં થાય છે. M કક્ષાની ઉર્જા L થી વધારે અને L કક્ષાની ઉર્જા K કક્ષાથી વધારે હોય છે.

III. એક કક્ષામાં રહેલ ઈલેક્ટ્રોનની અધિકતમ સંખ્યા $2n^2$, થી ગણી શકાય છે. જ્યાં n એ કક્ષાની સંખ્યા છે. આથી કક્ષામાં વધુમાં વધુ કેટલા ઈલેક્ટ્રોન સમાઈ શકે તે આ પ્રકારે દર્શાવી શકાય છે.

K કક્ષામાં અધિકતમ ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા (or n = 1 સ્તર) = $2n^2 = 2 \times (1)^2 = 2$

L કક્ષામાં અધિકતમ ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા (or n = 2 સ્તર) = $2n^2 = 2 \times (2)^2 = 8$

M કક્ષામાં અધિકતમ ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા (or n = 3 સ્તર) = $2n^2 = 2 \times (3)^2 = 18$

કોષ્ટક ૫.૨ વિવિધ કક્ષાઓની ઈલેક્ટ્રોન સમાવવાની અધિકતમ સંખ્યા

n	કક્ષાનું નામ	અધિકતમ ક્ષમતા
1	K	2
2	L	8
3	M	18
4	N	32

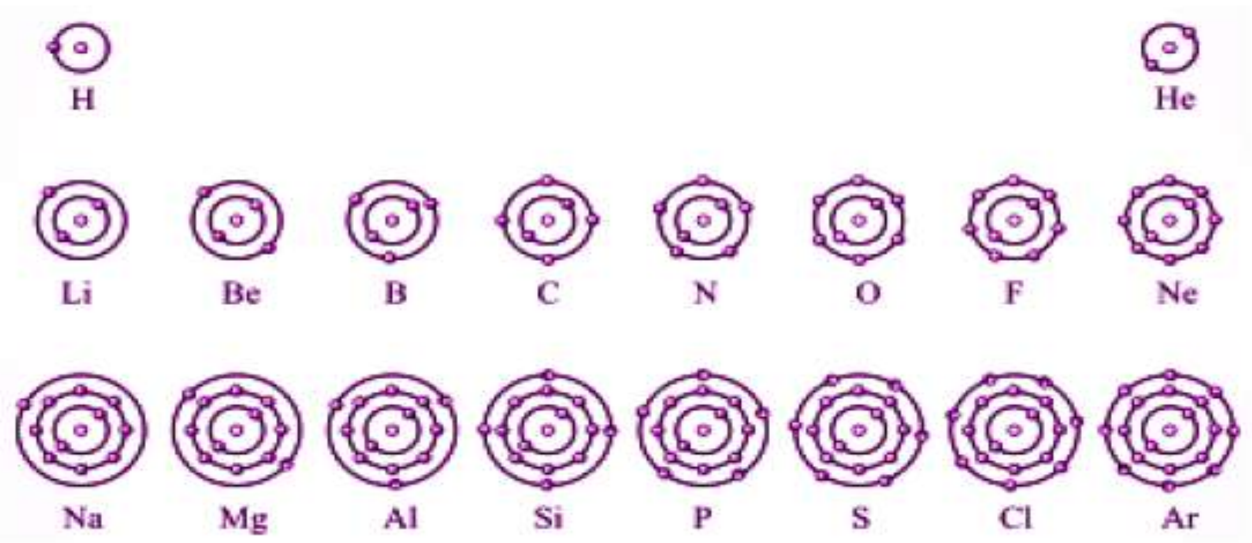
IV. કક્ષાઓનું નિર્ધારણ ઉર્જાનાં વધતા ક્રમમાં થાય છે.

V. ઈલેક્ટ્રોન બહારની કક્ષામાં ત્યાં સુધી ભરાતાં નથી જ્યાં સુધી અંદરની કક્ષા પૂર્ણ રીતે ન ભરાઈ જાય.

એકપણ પરમાણુની વિભિન્ન કક્ષાઓમાં ઈલેક્ટ્રોનની ગોઠવણીને તે તત્વનો ઈલેક્ટ્રોનિક વિન્યાસ કહે છે. આ વાત ધ્યાનમાં રાખતા હવે વિભિન્ન તત્વોનાં પરમાણુની કક્ષામાં ઈલેક્ટ્રોન ભરાવવાનો અભ્યાસ કરીશું.

- હાઈડ્રોજન પરમાણુમાં એક જ ઈલેક્ટ્રોન છે જે પ્રથમ કક્ષામાં ભરાય છે. આ રીતે તેની ઈલેક્ટ્રોન રચના ૧ થશે.

પરમાણું રચના



૫.૭.૧ સંયોજકતા

અહીં આપણે પ્રથમ ૧૮ તત્વોનાં પરમાણુના ઈલેક્ટ્રોન રચનાની ચર્ચા કરી. આકૃતિ ૫.૧૦માં જોઈ શકાય છે કે વિભિન્ન તત્વોની બાહ્યત્તમ કક્ષામાં ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા જુદી જુદી હોય છે. બહારની કક્ષામાં રહેલા ઈલેક્ટ્રોનને સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોન કહે છે. સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા તત્વનાં પરમાણુના સંયોજનની ક્ષમતાનું નિર્ધારણ કરે છે. સંયોજન એ રાસાયણિક બંધની તે સંખ્યા છે, જે એક પરમાણુ બીજા સંયોજક પરમાણુ સાથે બનાવે છે.હાઈડ્રોજન પરમાણુ સંયોજન ક્રમાંક એક છે. આથી એવા તત્ત્વો કે જેને સંયોજકતા ક્રમાંક વધુ હોય તેની સાથે તેટલા હાઈડ્રોજન પ્રરમાણુંઓ જોડાય છે. ઉદાહરણ તરીકે H_2O, NH_3, અને CH_4 માં ઓક્સીજન, નાઈરોજન અને કાર્બનની સંયોજકતા ક્રમશ : ૨, ૩ અને ૪ છે. જે તત્વોની બાહ્યત્તમ કક્ષા પૂર્ણ ભરાયેલી હોય તેઓ કોઈ રાસાયણિક પ્રક્રિયા કરતા નથી. બીજા શબ્દોમાં તેમની સંયોજક ક્ષમતા અથવા સંયોજકતા શૂન્ય છે. એવા તત્વ જેની બાહ્યત્તમ કક્ષા સંપૂર્ણ ભરાયેલી હોય છે.તે સ્થાયી ઈલેક્ટ્રોન વ્યવસ્થા દર્શાવે છે. નિષ્ક્રિય વાયુ સમૂહ તત્વોનાં સંયોજકતા કક્ષામાં ઈલેક્ટ્રોનની અધિકતમ સંખ્યા ૮ હોઈ શકે છે. આને અષ્ટક નિયમ કહેવાય છે. આપ એ પાઠ ૭માં શીખશો કે પરમાણુની સંયોજક ક્ષમતા અથવા પરમાણુની બીજા પરમાણુ સાથે પ્રક્રિયા કરવાની પ્રવૃત્તિ એ બાબત પર આધારીત છે. કે તે પોતાની બાહ્યત્તમ કક્ષાનાં સરળતાથી અષ્ટક પ્રાપ્ત કરે કોઈપણ તત્વની સંયોજકતાની ગણતરી અષ્ટકના નિયમ લાગુ કરી ઈલેક્ટ્રોન રચનાને આધારે કરી શકાય. આ આ રીતે જોઈ શકાય.આ બાબત નીચેના નિયમો દ્વારા સમજી શકાય છે.

- જો સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ૪ કે તેનાથી ઓછી હોય તો તે તત્વ સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોન ગુમાવે છે.
- જો સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ૪ થી વધારે હોય તો સામાન્ય રીતે તેની સંયોજકતા ૮માંથી સંયોજકતા ઈલોક્ટ્રોન સંખ્યાનો ઘટાડો કરી મેળવાય છે.

આથી સંયોજકતા = સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા (૪ અથવા ઓછા સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોન માટે)

સંયોજકતા = 8 સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોની સંખ્યા (૪ થી ઓછા સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોન માટે)

એવા તત્વ જેમનો પરમાણુ ક્રમાંક ૧ થી ૧૮ છે. તેમની સંખ્યાના અને ઈલેક્ટ્રોન રચના સંયોજકતા સાથે કોષ્ટક ૫.૩ માં આપેલ છે.

તત્વોનું નામ	સંજ્ઞા	અણું ક્રમાંક	પ્રોટોનના ક્રમાંક	ન્યુટ્રોન્સના ક્રમાંક	ઈલેક્ટ્રોન્સના ક્રમાંક	ઈલેક્ટ્રોન વિતરણ				સંયોજકતા
						K	L	M	N	
હાઈડ્રોજન	H	૧	૧	-	૧	૧	-	-	-	૧
હિલીયમ	He	૨	૨	૨	૨	૨	-	-	-	૦
લિથીયમ	Li	૩	૩	૪	૩	૨	૧	-	-	૧
બેરીલીયમ	Be	૪	૪	૫	૪	૨	૨	-	-	૨
બોરોન	B	૫	૫	૬	૫	૨	૩	-	-	૩
કાર્બન	C	૬	૬	૬	૬	૨	૪	-	-	૪
નાઈટ્રોજન	N	૭	૭	૭	૭	૨	૫			૩
ઓક્સિજન	O	૮	૮	૮	૮	૨	૬	-	-	૨
ફ્લોરિન	F	૯	૯	૧૦	૯	૨	૭	-	-	૧
નિઓન	Ne	૧૦	૧૦	૧૦	૧૦	૨	૮	-	-	૦
સોડિયમ	Na	૧૧	૧૧	૧૨	૧૧	૨	૮	૧		૧
મેગ્નેશિયમ	Mg	૧૨	૧૨	૧૨	૧૨	૨	૮	૨	-	૨
એલ્યુમિનિયમ	Al	૧૩	૧૩	૧૪	૧૩	૨	૮	૩	-	૩
સિલીકોન	Si	૧૪	૧૪	૧૪	૧૪	૨	૮	૪	-	૪
ફોસ્ફરસ	P	૧૫	૧૫	૧૬	૧૫	૨	૮	૫	-	૩,૫
સલ્ફર	S	૧૬	૧૬	૧૬	૧૬	૨	૮	૬	-	૨
ક્લોરીન	Cl	૧૭	૧૭	૧૮	૧૭	૨	૮	૭	-	૧
ઓર્ગન	Ar	૧૮	૧૮	૨૨	૧૮	૨	૮	૮	-	૦

....

....