પ્રકરણ :- 06 – તત્વોનું આવર્તનીય વર્ગીકરણ

તત્વોનું આર્વતનીય વર્ગીકરણ

છેલ્લા પાઠમાં તમે અણુઓનાં બંધારણ અને તેમની ઈલેક્ટ્રોન રચનાનો અભ્યાસ કર્યો તમે એ પણ શીખ્યા કે સમાન ઈલેક્ટ્રોન રચના ધરાવતા તત્વો સમાન રાસાયણિક ગુણધર્મો ધરાવે છે. ઓગણીસમી સદીનાં મધ્ય સુધીમાં ઘણા મોટા પ્રમાણમાં તત્વો (લગભગ ૬૦) જાણીતા હતા. આ તત્વોનો પદ્ધતિસરનો અભ્યાસ કરવા માટે તેમને વર્ગીકૃત કરવા ખૂબ જરૂરી છે. આ પાઠમાં તમે પ્રાચીન સમયથી આધુનિક સમય સુધી તત્વોનાં વર્ગીકરણમાં થયેલ વિકાસની મુસાફરીમાંથી પસાર થશો આધુનિક આર્વત વિવિધ કોષ્ટકમાં તત્વોનાં કેટલાક ગુણધર્મો કઈ રીતે જુદા પડે છે, તે પણ તમે શીખશો.

૬.૧.૨ વર્ગીકરણનો વિકાસ

વૈજ્ઞાનિકો ઘણા પ્રયાસો પછી સફળતાપૂર્વક વિવિધ તત્વોને સમૂહમાં ગોઠવી શક્યા તેઓએ અનુભવ્યું છે દરેક તત્વ બીજા તત્વો કરતાં જુદુ હોવા છતાં કેટલાક તત્વોમાં થોડીક સમાનતા પણ હતી. આ પ્રમાણે સમાન તત્વોને જૂથમાં ગોઠવતાં વર્ગીકરણ રચાયું જુદા જુદાં વૈજ્ઞાનિકો દ્વારા વિવિધ રીતનાં વર્ગીકરણ સૂચવાયા. સૌ પ્રથમ તત્વોનું વર્ગીકરણ બે ભાગમાં થયેલું હતું ધાતુ અને અધાતુ . આ વર્ગીકરણ મર્યાદિત હેતુઓ માટે થયું હતું કારણ કે કેટલાક તત્વો જેવા કે જર્મનિયમ અને એન્ટીમની ધાતુ અને અધાતુ એમ બંનેના ગુણધર્મો દર્શાવતાં હતાં તેથી આ બંને તત્વોને ધાતુકે અધાતુ બંનેમાં સમાવેશ કરાયો ન હતો.

વૈજ્ઞાનિકો તત્વનાં કોઈ એવા ગુણધર્મની શોધમાં હતા જે ક્યારેય બદલાય નહીં ૧૮૧૫માં વિલિયમ પ્રાઉટનાં કામ પછી, તે શોધવામાં આવ્યું કે તત્વનું આણ્વીય દળ અચળ રહે છે. જેથી આ બાબત સંતોષકારક વર્ગીકરણને પાયો બની હવે, તમે તત્વોનાં વર્ગીકરણના મુખ્ય ચાર પ્રયત્ન વિશે શીખશો તેઓ આ પ્રમાણે છે.

1. ડોબરેનરની ત્રિપુટી સિદ્ધાંત
2. ન્યુલેન્ડનો અષ્ટકનો નિયમ
3. મેન્ડેલીકનો આવર્ત નિયમ અને આર્વત કોષ્ટક
4. આધુનિક આર્વત કોષ્ટક

૬.૧.૩ ડોબરેનરનો ત્રિપુટી સિદ્ધાંત

જે.ડબલ્યુ. ડોબેરાઈનર (૧૭૮૦-૧૮૪૯)

૧૮૨૯માં, જે. ડબલ્યુ.ડોબરેનર, જર્મન રસાયણ શાસ્ત્રીએ ત્રણ તત્વોનું જૂથ બનાવ્યું અને તેમને ત્રિપુટી કહ્યું. (કોષ્ટક ૬.૧) આ ત્રિપુટીમાંના દરેક તત્વોનાં ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મ સમાન હતાં તેણે એક સિદ્ધાંત રજુ કર્યો જે ડોબરનરની ત્રિપુટીનો સિધ્ધાંત કહે છે. આ નિયમ પ્રમાણે જ્યારે તત્વોને તેમના આણ્વીય દળના ચઢતાં ક્રમમાં ગોઠવવામાં આવે છે. ત્યારે વચ્ચેના તત્વનું આણ્વીય દળ બાકીનાં બે તત્વોનાં આણ્વીય દળની ગાણિતિક સરાસરી બરાબર હોય છે. અને તેના ગુણધર્મો તે બે તત્વોની મધ્યનાં હોય છે.

કોષ્ટક - ૬.૧ ટોબરેનરનું વર્ગીકરણ

ક્રમ	તત્ત્વો	આણવીય દળ	સરેરાશ I અને III
1.	I. લિથિયમ	7	$\frac{7+39}{2}=23$
	II. સોડીયમ	23	
	III. પોટેશિયમ	39	
2.	I. કેલ્શિયમ	40	
	II. સ્ટ્રોન્શિયમ	88	
	III. બેરીયમ	137	
3.	I. ક્લોરીન	35.5	$\frac{35.5+127}{2}=81.25$
	II. બ્રોમિન	80	
	III. આયોડીન	127	

આ વર્ગીકરણ બહોળા પ્રમાણમાં સ્વીકૃતિ પામ્યુ નહીં કારણ કે ,ફક્ત થોડાક તત્વો જ આ પ્રમાણે ગોઠવાઈ શક્યા.

૬.૧.૪ ન્યુલેન્ડનો અષ્ટકનો નિયમ

૧૮૬૪માં એક અંગ્રેજ રસાયણશાસ્ત્રી જહોન એલેક્ઝાંડર ન્યુલેન્ડે તત્વોને તેમના ચઢતાં આણ્વીય દળ પ્રમાણે ગોઠવ્યા (પાછળ થી આણ્વીય વજન કહેવાયું) તેણે નોંધ્યું કે દરેક આઠમાં તત્વોનાં ગુણધર્મો પ્રથમ તત્વનાં ગુણધર્મો સાથે સમાનતા ધરાવે છે. આને ન્યુલેન્ડનો અષ્ટકનો નિયમ કહે છે. આનું કારણ તેની સંગીતનાં સાત સુરો કે જે દરેક આઠમો સુર પુનરાવર્તિત થાય છે.

1	2	3	4	5	6	7	8
સા	રે	ગા	મા	પા	ધા	ની	સા

ન્યુલેન્ડ દ્વારા આપવામાં આપેલ તત્વોની ગોઠવણ કોષ્ટક ૬.૨માં દર્શાવી છે લિથિયમથી શરૂ કરી આઠમું તત્વ સોડીયમ (Na)છે કે જેના ગુણધર્મો લિથિયમ સાથે સમાનતા ધરાવે છે. એજ રીતે, બેરિલિયમ (Be) મેગ્નેશીયમ (Mg) અને કેલ્શિયમ (Ca) સમાન ગુણધર્મો દર્શાવે છે. ફ્લોરિન (F) અને ક્લોરિન (Cl) બંને પણ રાસાયણિક રીતે સમાન છે.

૬.૨ અષ્ટકનાં નિયમ અનુસાર કેટલાક તત્વોની તેમનાં આણ્વીય દળ અનુસાર ગોઠવણી

Li	Be	B	C	N	O	F
(7)	(9)	(11)	(12)	(14)	(16)	(19)
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
(23)	(24)	(27)	(28)	(31)	(32)	(35.5)

ન્યુલેન્ડનાં વર્ગીકરણનાં મુખ્ય આધારો (ન્યુલેન્ડનો અષ્ટક નિયમ)

(i) અણ્વીય દળ વર્ગીકરણનો આધાર છે.

(ii) પ્રથમ વખત જ ગુણધર્મની આવર્તનીયતા જોવા મળી (ચોક્કસ ગાળા પછી ગુણધર્મોમાં સમાન્તા જોવા મળી હતી.)

ન્યુલેન્ડના અષ્ટકનાં નિયમની મર્યાદાઓ

(i) જે તત્વોનાં આણ્વીય દળ ૪૦ (યુ) કરતાં વધારે હતાં, તેમને આ નિયમ લાગુ પડતો ન હતો. તે સમયનાં જાણીતા ૬૦ તત્વોને આ માપદંડને આધારે વર્ગીકૃત કરી શકાયા ન હતાં.

(ii) ઉમદા વાયુઓની શોધની સાથે જ તે શોધવામાં આવ્યું કે તે નવમું તત્વ હતું કે જેના ગુણધર્મો પ્રથમ તત્વ ગુણધર્મો સાથે મળતાં આવતાં હતાં, નહી કે આઠમાં તત્વનાં ગુણધર્મો સાથે.

આથી અષ્ટકનાં નિયમને રદ કરવાનું જણાવ્યું પરમાણીય દળને તત્વોનાં વર્ગીકરણ માટે મૂળભૂત ગુણધર્મ તરીકે ઉપયોગ કરવાનાં ન્યુલેન્ડનાં મુળ વિચારને બીજા બે વૈજ્ઞાનિકો લોથર મેયર અને ડી મેન્ડેલીફ દ્વારા અનુસરવામાં આવ્યો હતો. એની મુખ્ય સિધ્ધિ એ હતી કે તેઓ બંનેએ બધા જ જાણીતા તત્વોને તેમના સંશોધન સાથે સાંકળ્યા હતા. તેમ છતાં આપણે મેન્ડેલીફ દ્વારા સૂચવાયેલ વર્ગીકરણ કે જે વધારે સ્વીકૃતિ પામ્યુ હતું તથા જે આધુનિક વર્ગીકરણનો પાયો ગણાય છે, તેની ચર્ચા કરીશુ.

૬.૧.૫ મેન્ડેલીફનું આર્વતનિયમ અને આવર્ત કોષ્ટક

ડી. મિત્રી. મેન્ડેલીફ (આ સિવાય મેન્ડેલીફ અથવા મેન્ડેલેયેવના રૂપમાં ઉચ્ચારણ) એક રશિયન રસાયણ શાસ્ત્રી તે સમયે જાણીતા ૬૩ તત્વો અને તેમના સંયોજનોનાં ગુણધર્મોનું ધ્યયન કર્યું તત્વોનાં પરમાણીય ના ચઢતા ક્રમ અનુસાર ગોઠવતાં તેમણે અનુભવ્યું કે સમાન ગુણધર્મોવાળા તત્વો નિયમિત અંતરે ગોઠવાય છે ૧૮૬૯માં તેમણે કરેલ અવલોકનને નીચે પ્રમાણે વર્ણવ્યા જેને મેન્ડેલીફનો આર્વતનિયમ કહે છે. "તત્વોનાં ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મો તેમનાં પરમાણું દ્રવ્યમાનના આધારે ઉલ્લેખનીય હોય છે." આવર્ત ફલનનું એક ચોક્કસ અંતરાલ પછી પુનરાવર્તન થાય છે. મેન્ડેલીફે તત્વોને એક સારણીનાં રૂપમાં ગોઠવ્યા જે મેન્ડેલીફનું આર્વત કોષ્ટકનાં રૂપમાં જાણીતું છે.

મેન્ડેલીફનું આર્વત કોષ્ટક

ડી. મેન્ડેલીવન
(૧૮૩૪-૧૯૦૭)

મેન્ડેલીફે તત્વોને તેમના પરમાણુભારનાં ચઢતા ક્રમમાં ત્યાં સુધી સમક્ષિતિજ હરોળમાં ગોઠવ્યાં કે જ્યાં સુધી બે તત્વનાં ગુણધર્મો કે જે સમાનતા ધરાવતા હોય તે એક બીજાની નીચે આવે. પછી તેમણે આમ એક તત્વને પહેલા તત્વની નીચે ગોઠવ્યું અને આ રીતે તત્વોની બીજી હરોળ શરૂ કરી. મેન્ડેલીફનાં વર્ગીકરણની સફળતાનું કારણ તેમણે તત્વોનાં પરમાણુ દ્રવ્યમાન કરતાં વધારે ભાર તત્વોનાં ગુણધર્મો પર આપ્યો ક્યારે તેમને એવું તત્વ ન મળ્યું કે જેમને વિશેષ સ્થાન પર ગોઠવી શકાય. આવા સ્થાનને તેમણે પછી શોધાયેલા તત્વો માટે ખાલી છોડી દીધા તેમણે કેટલાક આવા તત્વો અને તેમના સંયોજનો માટે ઘણી સાચી ભવિષ્યવાણી કરી હતી કેટલાક કિસ્સામાં જે તત્વોનાં ગુણધર્મોમાં સમાનતા જોવા, મળી જેથી તેમને તત્વોનાં ક્રમ ઉલટાવવા પડયાં આ રીતે બધા જ જાણીતા તત્વોને આવર્ત કોષ્ટકમાં જુઓ કોષ્ટક ૬.૩ દર્શાવ્યા છે તે પ્રમાણે વ્યવસ્થિત ગોઠવ્યા.

જ્યારે વધુ તત્ત્વોની શોધ થઈ ત્યારે આ આવર્ત કોષ્ટકને સુધારા વધારા ઉમેરીને નવું બનાવવામાં આવ્યું. જ્યારે સક્રિય (નિષ્ક્રિય) વાયુઓની શોધ થઈ ત્યારે એક નવું ગૃપ (ઝીરો ગૃપ) ઉમેરવામાં આવ્યું .

કોષ્ટક - ૬.૩ મેન્ડેલીફનું સુધારેલ આર્વત કોષ્ટક

ગ્રૂપ	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
	R_2O RH	RO RH_2	R_2O_3 RH_3	RO_2 RH_4	R_2O_5 RH_3	RO_3 RH_2	R_2O_7 RH	RO_4
ઓક્સાઈડ ↓ હાઈડ્રાઈડ	A B	A B	A B	A B	A B	A B	A B	આંતર સંક્રમણ
1	H 1.008							
2	Li 6.939	Be 9.012	B 10.81	C 12.011	N 14.007	O 15.999	F 18.998	
3	Na 22.99	Mg 24.31	Al 29.98	Si 28.09	P 30.974	S 32.06	Cl 35.453	
4 પ્રથમ તબક્કો	K 39.102	Ca 40.08	Sc 44.96	Ti 47.90	V 50.94	Cr 50.20	Mn 54.94	Fe 55.85 Co 58.93 Ni 58.71
દ્વિતિય તબક્કો	Cu 63.54	Zn 65.37	Ga 69.72	Ge 72.59	As 74.92	Se 78.96	Br 79.909	
5 પ્રથમ તબક્કો	Rb 85.47	Sr 87.62	Y 88.91	Zr 91.22	Nb 92.91	Mo 95.94	Tc 99	Ru 101.07 Rh 102.91 Pd 106.4
દ્વિતિય તબક્કો	Ag 107.87	Cd 112.40	In 114.82	Sn 118.69	Sb 121.75	Te 127.60	I 126.90	
6 પ્રથમ તબક્કો	Cs 132.90	Ba 137.34	La 138.91	Hf 178.49	Ta 180.95	W 183.85		Os 190.2 Ir 192.2 Pt 195.09
દ્વિતિય તબક્કો	Au 196.97	Hg 200.59	Tl 204.37	Pb 207.19	Bi 208.98			

મેન્ડેલીફનાં આર્વતકોષ્ટકની મુખ્ય વિશેષતાઓ :-

આવર્ત કોષ્ટકની મુખ્ય વિશેષતાઓ નીચે પ્રમાણે છે.

1. *તત્વોને આવર્ત કોષ્ટકમાં હરોળ અને સ્તંભમાં ગોઠવવામાં આવ્યા છે.*
2. *આડી હરોળને આવર્ત કહે છે. આર્વત કોષ્ટકમાં ૬ (છ) આર્વત છે. જે સંખ્યા ૧ થી ૬ (અરબી અંક) સુધી આપવામાં આવેલ છે. ચોથા, પાંચમા, છઠ્ઠા આર્વતમાં દરેકમાં બે શ્રેણીઓ છે.*
3. *એક જ આર્વતના જો ડાબેથી જમણી તરફ જતા તત્વોનાં ગુણ નિયમિત રીતે ક્રમમાં બદલાય છે. (એટલે કે વધે છે કે ઘટે છે)*
4. *ઉભા સ્તંભોને સમૂહ કહે છે. ૧ થી ૮ સુધી ૮ (આઠ) સ્તંભ હોય છે.*
5. *સમુહ ૧ થી ૯ ને ઉપસમૂહ A અને B માં વિભાજિત કરવામાં આવ્યા છે. તેમ છતાં સમૂહ ૮ માં પ્રત્યેક આર્વતમાં ત્રણ તત્વો સમાયેલ છે.*
6. *એક જ સમૂહમાં સમાવિષ્ટ બધામાં તત્વોની રાસાયણિક પ્રકૃતિ એકસમાન છે. તેઓ ઉપરથી નીચે જતાં તેમના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં નિયમિત રીતે ફેરફાર દર્શાવે છે.*

મેન્ડેલીના આર્વતીય વર્ગીકરણની નોંધનીય બાબતો

1. બધા જ તત્વોનું વર્ગીકરણ

મેન્ડેલીકનાં વર્ગીકરણમાં બધા જ જાણીતાં ૬૩ તત્વોને તેમના પરમાણીય દ્રવ્યમાનનાં આધારે સમાવિષ્ટ કરાયા છે. તથા તેનાથી તેઓના વ્યવસ્થીત અભ્યાસ શક્ય બન્યા છે.

2. પરમાણીય દળમાં સુધારો

કેટલાક તત્વો જેવા કે બેરિલિયન **(Be)** *સોનું* **(An)** *અને ઈન્ડીયમ* **(In)** *ના પરમાણુ દ્રવ્યમાનમાં સુધારો કરવામાં આવ્યો. જેનો આધાર આવર્ત કોષ્ટકને ગણાવ્યો (બોક્સ - ૧)*

3. નવા તત્વો અંગેની આગાહી

જ્યારે મેન્ડેલીકનાં આર્વતકોષ્ટકમાં તત્વોની ગોઠવણી કરવામાં આવી અને

બોક્સ - ૧

ઈન્ડીયમનું પરમાણુ દ્રવ્યમાન ૭૬ અને સંયોજકતા ૨ છે. આર્વત કોષ્ટકમાં તેમનાં સ્થાન અનુસાર મેન્ડેલીફે તેના પરમાણુ ભારની ભવિષ્યવાણી કરી હતી. જે અનુસાર તેનું પરમાણું દ્રવ્યમાન ૧૧૩. ૧ તથા સંયોજકતા ૩ હશે. પરંતુ આજે તેનું દ્રવ્યમાન ૧૧૪.૮૨ અને સંયોજકતા ૩ છે.

બોક્સ - ૨

મેન્ડેલીફેની એકા - સિલિકોન માટે ભવિષ્યવાણી

ગુણધર્મો	ધારેલ એકા સિલિકોન	વાસ્તવિક જર્મેનિયમ
પરમાણીય ભાર	72	72.6
ઘનતા/ગ્રામ સેમી$^{-3}$	5.5	5.36
ગલન બિંદુ	ઉચ્ચ	1231K
એસિડ સાથે	ધીમી	HCL સાથે નિષ્ક્રિય
પ્રક્રિયા	પ્રક્રિયા	ગરમ HNO_3
આલ્કલી સાથે		સાથે સક્રિય મંદ NaOH
પ્રક્રિયા		સાથે નિષ્ક્રિય
ઓકસાઈડ	MO_2	GeO_2
સલ્ફાઈડ	MS_2	GeS_2

4. તત્વોની સંયોજકતા

મેન્ડેલીફના વર્ગીકરણે તત્વોની સંયોજકતા સમજવામાં સહાયતા કરી. તત્વોની સંયોજકતા સમુહની સંખ્યા દ્વારા આપવામાં આવી. ઉદાહરણ તરીકે સમુહ - ૧ના બધા તત્વો જેમ કે લિથિયમ, હાઈડ્રોજન, સોડીયમ, પોટેશિયમ, રૂબીડીયમ, સિઝિયમની સંયોજકતા ૧ છે.

મેન્ડેલીફનાં આર્યતકોષ્ટકની મર્યાદાઓ.

મેન્ડેલીફનું આવર્તકોષ્ટક એક મહાન સફળતા છે. પરંતુ તેમાં નીચે પ્રમાણેની મર્યાદાઓ હતી.

1. હાઈરોજનનું સ્થાન

IA વર્ગમાં હાઈરોજનની અલ્કલી ધાતુ સાથેની સ્થિતી સંદિગ્ધ છે. કારણ કે આ આલ્કલી ધાતુ અને હેલોજન (વર્ગ VII A). બંનેમાં એક સમાન જ છે.

2. આઈસોટોપસનું સ્થાન (આઈસોટોપ્સ) સમસ્થાનિકો :-

એક જ તત્વનાં બધા સમસ્થાનિકોનાં પરમાણુઓનું દ્રવ્યમાન જુદુ જુદુ હોય છે. આથી તેમાંના દરેકને જુદુ સ્થાન આપવું જોઈએ. તેઓ રાસાયણિક દ્રષ્ટિએ સમાન છે. આથી તેમને એક જ સ્થાને રાખવા જોઈએ ઉદાહરણ તરીકે કાર્બનનાંબે સમસ્થાનિકો ${}_6C^{12}$, ${}_6C^{14}$ છે. તેઓને એક જ સ્થાને રાખવામાં આવ્યા છે. ખરેખર મેન્ડેલીફનાં આર્વતકોષ્ટકમાં (સાચી રીતે) વિભિન્ન સમસ્થાનિકોને કોઈ જ સ્થાન આપવામાં આવ્યું નથી.

3. તત્વોની વિસગંત જોડીઓ

કેટલાક સ્થાને વધુ પરમાણુભારવાળા તત્વોને તેમનાં ગુણધર્મોને કારણે ઓછા પરમાણુભારવાળા તત્વો કરતાં આગળ ગોઠવ્યા છે. ઉદાહરણ તરીકે વધુ પરમાણુ દ્રવ્યમાન (૫૮.૯) વાળા કોબાલ્ટને ઓછા પરમાણુ દ્રવ્યમાન વાળા (૫૮.૭) નિકલ કરતાં પહેલા રાખવામાં આવ્યું છે. આવી અન્ય જોડીઓ છે.

(i) ટેલ્યૂરીયમ (૧૨૭.૬)ને આયોડીન (૧૨૯.૬) થી પહેલા રાખવામાં આવ્યું છે અને

(ii) આર્ગેન (૩૯.૯)ને પોટેશિયમ (૩૯.૧) કરતાં પહેલા રખાયું છે.

4. રાસાયણિક રીતે વિસંગત તત્વોનાં સમૂહ

તાંબુ અને ચાંદી જેવી તત્વોનાં આલ્કલી ધાતુઓ (લિથિયમ, સોડીયમ વગેરે) સાથે કોઈ સમાનતા ન હોવા છતાં તેમની સાથે વર્ગ ૧માં વર્ગીકૃત કરાયું છે.

5. રાસાયણિક રીતે સમાન તત્વોનું અલગીકરણ

સોનું અને પ્લેટિનમ તત્વો જે રાસાયણિક દ્રષ્ટિએ સમાન છે, તેમનો અલગ અલગ વર્ગમાં સમાવેશ કરાયો છે.

૬.૨ આધુનિક આર્વતનિયમ

મેન્ડેલીફનાં આર્વત કોષ્ટકમાં બધા જ તત્વોને સામેલ કરાયા હતા. પરંતુ કેટલાક સ્થાને ભારે તત્વોને હલકાં તત્વોની પહેલા રખાયા હતાં આ રીતનાં તત્વોની જોડીઓ (વિસંગત કહેવાય છે) જે આર્વત નિયમનું ઉલ્લંઘન કરે છે. આ સિવાય આ આર્વત કોષ્ટકમાં એક તત્વનાં વિભિન્ન સમસ્થાનિકો માટે કોઈ સ્થાન ન હતું આ બધા કારણોથી એ જાણવા મળ્યું કે આર્વત કોષ્ટકમાં તત્વોની વ્યવસ્થા પરમાણુ દ્રવ્યમાનની સરખામણીમાં બીજા કેટલાક મૌલિક ગુણધર્મોને આધારે કરવી જોઈએ.

૧૯૧૩ માં એક અંગ્રેજ ભૌતિક વૈજ્ઞાનિક હેનરી મોસેલે શોધ્યું કે પરમાણુ દ્રવ્યમાન કરતાં પરમાણું સંખ્યા (ક્રમાંક) તત્વોનો સૌથી મૌલિક ગુણધર્મ છે. કોઈપણ તત્વનો પરમાણુ ક્રમાંક (Z) તેના પરમાણુંના કેન્દ્રમાં રહેલા પ્રોટોનની સંખ્યા છે.

જેમ કે પરમાણું વિદ્યુતની રીતે તટસ્થ એકમ છે. તેના ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા પણ તેના પરમાણુ ક્રમાંક જેટલી જ છે. એટલે કે તેમાં રહેલા પ્રોટોનની સંખ્યા જેટલી છે. આ વિકાસ પછી આર્વત નિયમમાં ફેરફાર અને આર્વત કોષ્ટકમાં સંશોધન કરવાની જરૂરીયાત અનુભવાઈ.

આર્વતનીયતાનું કારણ

ચાલો આપણે હવે તત્વોનાં ગુણધર્મોની આવર્તનીયતાનું કારણ સમજીએ જો આલ્કલી ધાતુઓની ઈલેક્ટ્રોન રચનાને ધ્યાનમાં રાખીને વિચાર કરીએ તે, પ્રથમ સમૂહનાં તત્વો જેમની પરમાણુ ક્રમાંક ૩, ૧૧, ૧૯, ૩૭, ૫૫ અને ૮૭ (એટલે કે લિથિયમ, સોડીયમ, પોટેશિયમ, રૂબિડિયમ, સીઝિયન અને ફ્રેન્શિયમ) છે તે નીચે આપેલા કોષ્ટક પ્રમાણે છે.

ટેબલ ૬.૪ પ્રથમ સમૂહનાં તત્વોની ઈલેક્ટ્રોન રચના

તત્વ	ઈલેક્ટ્રોન રચના
$_{3}Li$	2, 1
$_{11}Na$	2, 8, 1
$_{19}K$	2, 8, 8, 1
$_{37}Rb$	2, 8, 18, 8, 1
$_{55}Cs$	2, 8, 18, 18, 8, 1
$_{87}Fr$	2, 8, 18, 32, 18, 8, 1

આ બધા તત્વોની બહારની કક્ષામાં એક ઈલેક્ટ્રોન છે આથી તેમના ગુણધર્મો સમાન છે.

(i) તેઓ એક સારા રીડક્શનકર્તા છે.

(ii) એક સંયોજકતાવાળા ધનાયન બતાવે છે.

(iii) નરમ ધાતુ છે.

(iv) અત્યંત ક્રિયાશીલ છે એટલે સંયુક્ત અવસ્થામાં મળે છે.

(v) હાઈડ્રોજનની સાથે હાઈડ્રાઈડ બનાવે છે.

(vi) તે જ્યોતને રંગ પ્રદાન કરે છે.

૬.૩ આધુનિક આર્વત કોષ્ટક

આધુનિક આર્વત નિયમ પર આધારીત આર્વત કોષ્ટકને આધુનિક આર્વત કોષ્ટક કહે છે. હાલમાં સ્વીકૃત આધુનિક આર્વત કોષ્ટક આર્વત કોષ્ટકનું વિસ્તુત સ્વરૂપ છે. આ મેન્ડેલીફનાં કોષ્ટકનું વિસ્તારીત સ્વરૂપ છે. જે ઉપસમૂહ A અને B ને અલગ કરવામાં આવ્યા છે. આર્વત કોષ્ટકનું વિસ્તૃત સ્વરૂપ આપણને એ કારણ સમજવામાં સહાય કરે છે કે કેટલાક તત્વો એકબીજા સાથે સમાન કેમ છે અને તત્વોનાં ગુણધર્મો અલગ કેમ છે. કોષ્ટકમાં તત્વોને તેમની ઈલેક્ટ્રોન સંરચનાને ધ્યાનમાં રાખીને વ્યવસ્થિત ગોઠવવામાં આવ્યા છે. કોષ્ટક ૬.૫ને આપે જોયુ હશે કે તેને હરોળમાં વહેંચવામાં આવ્યું છે સ્તંભ સમૂહ અને હરોળ આર્વતને દર્શાવે છે. હવે આપણે આર્વત કોષ્ટકનાં વિસ્તૃત સ્વરૂપની મુખ્ય વિશેષતાઓ વિશે શીખીશું જેમ કે કોષ્ટક ૬.૫માં દર્શાવ્યું છે.

1. સમુહ : આર્વત કોષ્ટકમાં ૧૮ ઊભા સ્તંભ છે દરેક સ્તંભને સમૂહ કહેવામાં આવે છે સમૂહ ૧ થી ૧૮ સુધી ક્રમિક છે.

   એક સમૂહના બધા તત્વોની ઈલેક્ટ્રોનિક રચના સમાન હોય છે. અને તેમના સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા પણ સમાન હોય છે. સમૂહ ૧ માં (આલ્કલી ધાતુ) અને વર્ગ ૧૭માં (હેલોજન)નાં તત્વોમાં આપ જોઈ શકો છો કે જેમ જેમ આપણે સમૂહમાં નીચે જતાં જઈએ બીજા કક્ષાઓ ઉમેરાતી જાય છે, જેમ કે કોષ્ટક ૬.૬માં દર્શાવ્યું છે.

ટેબલ - ૬.૬

સમૂહ -૧		સમૂહ -૧૭	
તત્વ	ઈલેક્ટ્રોન રચના	તત્વ	ઈલેક્ટ્રોન રચના
Li	2,1	F	2,7
Na	2,8,1	Cl	2,8,7
K	2,8,8,1	Br	2,8,8,7
Rb	2,8,18,8,1	I	2,8,18,18,7

વર્ગ ૧ના બધા તત્વોમાં સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોન ૧ છે. લિથિયમની બંને કક્ષામાં ઈલેક્ટ્રોન છે. સોડીયમમાં ત્રણમાં K માં ચારમાં જ્યારે રૂબિડિયમમાં ૫ કક્ષામાં ઈલેક્ટ્રોન છે આ રીતે સમૂહ ૧૭ સુધી બધા તત્વોમાં સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોન ૭ છે, પરંતુ સંયોજકતા કક્ષાઓની સંખ્યા ફ્લોરીનમાં ૨ થી વધી આયોડીનમાં ૫ થઈ ગઈ છે.

2. આર્વત : આર્વત કોષ્ટકમાં ૭ સમક્ષિતિજ હરોળ છે. પ્રત્યેક હરોળને આર્વત કહે છે. આર્વતમાં તત્વોની પરમાણુ સંખ્યા સતત છે. આર્વતને ૧ થી ૭ સુધી ક્રમમાં રખાયા છે. (અરબી સંખ્યામાં) પ્રત્યેક આર્વતમાં એક નવી કક્ષા ભરાવાની શરૂ થાય છે. આર્વત અંક એ કક્ષામાં ભરાયેલા ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા દર્શાવે છે. ઉદાહરણ તરીકે ૩ જા આર્વતનાં તત્વોમાં કે જ્યાં (N = 3) ત્રીજી કક્ષા ડાબેથી જમણે જતાં ભરાવવાની શરૂ થાય છે. આ આર્વતનું પ્રથમ તત્વ સોડીયમ (૨, ૮, ૧) માં સંયોજકતા કક્ષામાં ફક્ત એક ઈલેક્ટ્રોન છે. જ્યારે આજ આર્વતનાં અંતિમ તત્વ આર્ગોન (૨, ૮, ૮) માં સંયોજકતા કક્ષામાં ૮ ઈલેક્ટ્રોન છે. ત્રીજી કક્ષાનું ઈલેક્ટ્રોન સંયોજકતા ધીરે ધીરે ભરાઈ છે જે નીચે પ્રમાણે જોઈ શકાય છે.

તત્વ →	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
ઈલેક્ટ્રોન રચના	2,8,1	2,8,2	2,8,3	2,8,4	2,8,5	2,8,6	2,8,7	2,8,8

પરંતુ એ ધ્યાનમાં રાખવું જોઈએ કે ફક્ત સામાન્ય તત્વોની સંયોજકતા કક્ષામાં વધારેમાં વધારે ઈલેક્ટ્રોન ભરવા જોઈ સંક્રમણ તત્વોમાં ઈલેક્ટ્રોન આંતરીક કક્ષામાં ભરવા જોઈએ.

(a) પ્રથમ આર્વત સૌથી નાનો છે. તેમાં ફક્ત ૨ તત્વ સામેલ કરાયા છે. હાઈડ્રોજન અને હિલિયમ

(b) બીજો અને ત્રીજો આર્વત નાના આર્વત કહેવાય છે પ્રત્યેકમાં ૮ તત્વ છે.

(c) ચોથો અને પાંચમો આર્વત લાંબા આર્વત છે, પ્રત્યેકમાં ૧૮ તત્વ સામેલ છે.

(d) છઠ્ઠો અને સાતમો આર્વત ખૂબ જ લાંબા છે પ્રત્યેકમાં ૩૨ તત્વ સામેલ છે.

૬.૩.૨ તત્વોનાં પ્રકાર

1. મુખ્ય સમૂહ તત્વો :-

આર્વત કોષ્ટકનાં સમૂહ ૧ અને ૨ ની ડાબી બાજુએ આવેલ તત્વો અને સમૂહ ૧૩ અને ૧૭ની જમણી બાજુએ રહેલ તત્વોને સામાન્ય, વિશિષ્ટ અથવા મુખ્ય સમૂહ તત્વો કહેવામાં આવે છે. તેમની બાહ્ય કક્ષા અધુરી હોય છે. એનો અર્થ એ છે કે તેમની સંયોજકતા કક્ષામાં આઠ કરકતા ઓછા ઈલેક્ટ્રોન છે.

2. ઉમદા વાયુઓ :-

આર્વત કોષ્ટકના સમૂહ ૧૮ની છે કે જમણી બાજુએ ઉમદા વાયુઓ (નિષ્ક્રિય વાયુઓ) છે તેમની બાહ્ય કક્ષામાં ૮ ઈલેક્ટ્રોન હોય છે. માત્ર હિલિયમમાં ૨ ઈલેક્ટ્રોન હોય છે. (તેનું અષ્ટક પૂર્ણ છે.)

તેમની મુખ્ય વિશેષતાઓ નીચે પ્રમાણે છે.

(a) સૌથી બહારની કક્ષામાં આઠ ઈલેક્ટ્રોન હોય છે. (હિલિયમ સિવાય કે જેમાં ૨ ઈલેક્ટ્રોન આવેલ છે.)

(b) તેમની સંયોજન ક્ષમતા અથવા સંયોજકતા શૂન્ય છે.

(c) તેઓ પ્રક્રિયામાં ભાગ લેતા નથી તેથી નિષ્ક્રિય છે.

(d) બધા જ સભ્યો વાયુ સ્વરૂપના છે.

3. સંક્રમિત તત્વો

આર્વત કોષ્ટક (સમૂહ ૩ થી ૧૨)ની વચ્ચે બ્લોકમાં સંક્રમિત તત્વો સામેલ છે. તેમની બહારની બે કક્ષાઓ અધુરી છે. જેમ કે આ તત્વો અત્યંત વિદ્યુત ધનાત્મક તત્વથી અત્યાધિક ઋણાત્મક તત્વમાં પરિવર્તનનું પ્રતિનિધિત્વ કરે છે. આથી તેમને સંક્રમિત તત્વો એવું નામ અપાયુ.

તેમની મુખ્ય વિશેષતાઓ નીચે પ્રમાણે છે.

(a) આ બધા જ તત્વો ધાતુ છે તથા તેમના ગલન બિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ ઉંચા હોય છે.

(b) તે ઉષ્મા અને વિદ્યુતનાં સુવાહક છે.

(c) આમાંથી મોટા ભાગના તત્વો ચુંબક તરફ આકર્ષિત થાય છે.

(d) આમાંથી કેટલાક તત્વો ઉદીપક તરીકે ઉપયોગી છે.

(e) તે વિવિધ સંયોજકતા દર્શાવે છે.

4. **આંતરીક સંક્રમિત તત્વ :** આ તત્વોને પૃથ્વી પર અલભ્ય પ્રમાણમાં મળતા હોવાથી અલગથી મુખ્ય આર્વત કોષ્ટકનાં નીચે આપેલ છે. અહીં ૧૪ તત્વોની પ્રત્યેક ૨ શ્રંખલામાં આપેલ છે. પ્રથમ શ્રંખલામાં ૫૮ થી ૭૧ સુધી તત્વ (Ce થી Lu) છે જેમને લેન્થેનાઈડ કહેવામાં આવે છે. આવેલ છે આ બધા તત્વોને ૫૭ લેન્થેનમ સાથે તેજ સ્થાને (સમૂહ ૩, આર્વત ૬) રાખવામાં આવ્યા છે. કારણ કે તેઓ અરસ - પરસ ખૂબજ સમાનતા ધરાવે છે. ફક્ત સરળતા ખાતર જ આ તત્વો મુખ્ય આર્વત કોષ્ટકની નીચે અલગ અપાયા છે.બીજી હરોળમાં ૧૪ દુર્લભ પૃથ્વી તત્વોની બીજી શ્રેણીનાં તત્વોને એકટીનાઈડ કહેવામાં આવે છે. કે જેની જગ્યા (સમૂહ ૩, આવર્ત ૭) છે આમાં ૯૦ થી ૧૦૩ (Th થી Lr) સુધીના તત્વો સામેલ છે અને આ બધા તત્વ ૮૯ એક્ટિનિયમ (Ac)સાથે રાખવામાં આવે છે. પરંતુ સરળતા ખાતર મુખ્ય આર્વત કોષ્ટકની નીચે દર્શાવ્યા છે.

બધા પૃથ્વી પર અલભ્ય તત્વો (લેન્થેનાઈડ અને એકટીનાઈડ)માં સૌથી બહારની ત્રણ કક્ષાઓ અધુરી છે. આથી તેમને આંતર સંક્રમિત તત્વ કહે છે. અહીં સૌથી વધુ રસપર્દ વાત એ છે કે લેન્થેનમ તત્વ લેન્થેનાઈડ નથી અને તત્વ એક્ટિનિયમ એક્ટીનોઈડ નથી.

5. ધાતુઓ : ધાતુ આર્વત કોષ્ટકની ડાબી બાજુએ આવેલ છે. પ્રબળ ધાતુ તત્વ, આલ્કલી ધાતુ (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) અને આલ્કલી પૃથ્વી તત્વ (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra) સમૂહ એક અને બે માં ક્રમશ સમાવિષ્ટ કરાયા છે.

6. અધાતુઓ : અધાતુ આર્વત કોષ્ટકની જમણી બાજુએ રાખેલ છે. પ્રબળ અધાતુ તત્વ એટલે કે હેલોજન (F, Cl, Br, I, At) અને ચોકોજન્સ (O, S, Se, Te, Po) સમૂહ ૧૭ અને ૧૬માં ક્રમશ સમાવિષ્ટ છે.

7. અર્ધધાતુઓ : અર્ધધાતુઓ (તે તત્વો જે ધાતુ અને અધાતુ બંનેના મિશ્ર ગુણ દર્શાવે છે. સમૂહ ૧૩ (બોરોન) થી ૧૬ (પોલોનિયમ) સુધી જે ત્રાંસી રેખા દ્વારા દર્શાવેલ છે.

૬.૩.૩ આધુનિક આર્વત કોષ્ટકની મુખ્ય વિશેષતાઓ

નીચેના મુદ્દાઓએ મેન્ડેલીફના આર્વત કોષ્ટકની ક્ષતિપૂર્તિ કરી છે. આથી સમગ્ર વિશ્વમાં વૈજ્ઞાનિકો દ્વારા આ આર્વતકોષ્ટકને સ્વીકારવામાં આવ્યું છે.

1. સમસ્થાનિકોનું સ્થાન :-

એક જ તત્વના બધા જ સમસ્યાનિકોનાં પરમાણુ દ્રવ્યમાન સમાન હોવાથી તેમને આર્વતકોષ્ટકમાં એક જ સ્થાને રખાયા છે.

2. વિસંગત જોડીઓ :-

જ્યારે વર્ગીકરણ માટે પરમાણુક્રમાંકને આધાર બનાવાયો ત્યારે આ જોડીઓની અસમાનતા દૂર થતી નજરે પડે છે. ઉદાહરણ તરીકે કોબાલ્ટ (પરમાણુ ક્રમાંક ૨૭)નીકલ (૨૮) કરતાં પહેલા આવે છે. સ્વાભાવિક રીતે તેમનું પરમાણુ દ્રવ્યમાન નિકલની સરખામણીમાં થોડુક વધારે છે.

3. ઈલેકટ્રોન રચના :-

તત્વોનું આ વર્ગીકરણ ઈલેક્ટ્રોનિક રચના અનુસાર છે, અર્થાત એક જ પ્રકારની ઈલેક્ટ્રોન રચના ધરાવતાં તત્વોને એક જ વર્ગમાં અથવા આર્વત કોષ્ટકનાં એક જ ભાગમાં રાખવામાં આવે છે. જે તત્વોનાં ગુણધર્મોને તેમની ઈલેક્ટ્રોન રચના સાથે સંબંધિત કરે છે. આ વાત આગલા ભાગમાં સવિસ્તાર શીખીશું.

4. ધાતુ અધાતુનું અલગીકરણ :-

ધાતુ,અર્ધધાતુ અને અધાતુઓને આવર્ત કોષ્ટકમાં સ્પષ્ટ રીતે અલગ દર્શાવાય છે.

5. સંકાન્તિ ધાતુઓનું સ્થાન :-

આ સંક્રાન્તિ ધાતુઓની સ્થિતિ સ્પષ્ટ કરી દે છે.

6. તત્વોનાં ગુણધર્મો :-

આ વિવિધ પ્રકારનાં તત્વોનાં ગુણધર્મોમાં અલગતા, પ્રવૃત્તિઓ અને પરીવર્તનને સ્પષ્ટ કરે છે.

૬.૪ ગુણધર્મોમાં આર્વતનીયતા

આપણે પાછલા ભાગમાં આર્વત કોષ્ટકની મુખ્ય વિશેષતાઓનો અભ્યાસ કર્યો આપણે એ જાણીએ છી કે તે સમૂહ અને અર્વાતથી બનેલ છે. આપે આપણે તેની બે મહત્વપૂર્ણ વિશેષતાઓને ફરીથી જોઈએ.

1. *કોઈપણ સમૂહમાં ભરાયેલ કક્ષાઓની સંખ્યા વધતી જાય છે. કોઈપણ સમૂહનાં તત્વોની સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા એકસમાન હોય છે. પરંતુ તે ઉચ્ચ કક્ષા જે સૌથી દૂર હોય છે. તેમાં હોય છે. આ કારણથી જેમ જેમ નીચેની તરફ જઈએ તેમ તેમ તેમના અને કેન્દ્ર વચ્ચેનું આકર્ષણ બળ ઘટી જાય છે.*
2. *આપેલ આર્વતમાં સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા તથા કેન્દ્રનો વીજભાર ડાબેથી જમણે જતાં વધતો જાય છે. આના કારણે તેમાં સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોન તથા ન્યુક્લિયસ વચ્ચેનું આકર્ષણ જેમ જેમ આવર્તમાં ડાબેથી જમણે જઈએ તેમ તેમ વધતુ જાય છે.*

ઉપરોક્ત પરિવર્તનથી તત્વોનાં ગુણધર્મો અસર પામે છે. જેનાં કારણે વર્ગ અને આર્વતમાં ધીરે ધીરે વિવિધતા હોય છે. અને પરમાણુક્રમાંકના કેટલાક અંતરાલ પછી સ્વયં પુનરાવર્તન થાય છે. હવે આપણે આર્વત કોષ્ટકનાં આવા બે ગુણધર્મોની વિવિધતાની ચર્ચા કરીશું.

૧. પરમાણુના કેન્દ્રથી તેની સૌથી બહારની કક્ષા સુધીનાં અંતરને પરમાણુનો આકાર કહે છે. આને પરમાણુની ત્રિજ્યા પણ કહે છે. આ પિકોમીટરમાં મપાય છે. pm (1 pm = 10^{-12} m). પરમાણુનાં આકારનો એક મહત્ત્વનો ગુણધર્મ આની સાથે સંકળાયેલા હોય છે.

૨. આર્વત કોષ્ટકમાં આર્વતમાં ડાબેથી જમણી તરફ જતાં પરમાણુંઓનો આકાર ઘટતો જાય છે. પરંતુ વર્ગમાં ઉપરથી નીચે જતાં વધતો જાય છે. ઉદાહરણ તરીકે બીજા આર્વત અને પ્રથમ વર્ગનાં તત્વોનાં પરમાણુઓની ત્રિજ્યા નીચે આપેલી છે. કોષ્ટક ૬.૭ અને ૬.૮

કોષ્ટક ૬.૭ આર્વત ૨નાં તત્વોનાો પરમાણું ત્રિજ્યા

પરમાણુક્રમાંક	3	4	5	6	7	8	9
તત્વો (બીજા અપવર્ગમાં)	Li	Be	B	C	N	O	F
આર્વત ત્રિજ્યા/પીએમ	134	90	82	77	75	73	72
પરમાણીય કદ							

અર્વાતમાં પરમાણુ સંખ્યા અને ફીથી કેન્દ્ર પર ધન વીજભાર કોષ્ટક રીતે વધે છે. આના પરિણામે ઈલેક્ટ્રોન મજબુતીથી આર્કષિત થાય છે. અને આ કેન્દ્રથી વધુ નજીક આવે છે. આનાથી આર્વતમાં પરમાણુનો આકાર ડાબેથી જમણે જતાં ઘટતો જાય છે.

સમુહમાં જેમ નીચે તરફ જઈએ તેમ પરમાણુમાં નવી કક્ષાઓ સામેલ થાય છે. જે કેન્દ્રથી વધારે દુર હોય છે. આથી ઈલેક્ટ્રોન કેન્દ્રથી દૂર જાય છે. આનાથી સમુહમાં પરમાણુ આકાર ઉપરથી નીચે તરફ જતાં વધતો જાય છે.

કોષ્ટક - ૬.૮ સમૂહ ૧ તત્વોની પરમાણુ ત્રિજ્યા

પરમાણુક્રમાંક	તત્વો (સમૂહ ૧)	પરમાણીય ત્રિજ્યા/pm	પરમાણીયકદ
3	Li	134	
11	Na	154	
19	K	196	
37	Rb	211	
55	Cs	225	

B. ધાતુ અને અધાતુ લક્ષણ

કોઈ તત્વનાં ઈલેક્ટ્રોન ગુમાવવાથી ધન આયન બને છે, જેને વિદ્યુતીય ધનાત્મક અથવા ધાત્વિક લક્ષણ કહે છે. આલ્કલી ધાતુ વધારે વિદ્યુતીય ધન હોય છે કોઈ તત્વની ઈલેક્ટ્રોન સ્વીકારવાની વૃત્તિને કારણે ઋણાયન બને છે. જે તત્વનું વિદ્યુતીય ઋણાત્મક અથવા અધાતુ લક્ષણ કહેવાય છે.

(a) સમૂહમાં ધાત્વીક લક્ષણોમાં ફેરફાર

કોઈપણ વર્ગમાં ઉપરથી નીચે જતાં ધાતુગુણ વધતો જાય છે. કારણ કે આયનીકરણ ઉર્જા ઓછી થતી જાય છે. આના કારણે ધન વિદ્યુતીય લક્ષણ અને ધાત્વિક પ્રકૃતિ વધતી જાય છે. આ વિવિધતા વર્ગ વિનાં તત્વોમાં સર્વશ્રેષ્ઠ નીચે દર્શાવેલ જુથમાં જોઈ શકાય છે.

કોષ્ટક - ૬.૯ સમૂહ ૧૪ના તત્વોનાં ધાત્વિય લક્ષણો

તત્વ	સ્વભાવ
C	અધાતુ
Si	અર્ધધાતુ
Ge	અર્ધધાતુ
Sn	ધાતુ
Pb	ધાતુ

(b) આર્વતમાં ધાત્વીય લક્ષણોમાં ફેરફાર

કોઈપણ આર્વતમાં ડાબીથી જમણી તરફ આગળ જતાં ધાત્વિય ગુણ ઘટતો જાય છે. કારણ કે આર્વતમાં આયનીકરણ ઉર્જા વધતી જાય છે. જેના કારણે ધન વિદ્યુતીય લક્ષણ અને ધાત્વિક પ્રકૃતિ ઘટે છે. આ વિવિધતા ૩ આર્વતનાં તત્વોમાં નીચે દર્શાવેલ સ્વરૂપમાં જોવા મળે છે.

કોષ્ટક ૬.૧૦ ત્રીજા આર્વતનાં તત્વોના ધાત્વીય લક્ષણ

તત્વ	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
સ્વભાવ	ધાતુ	ધાતુ	ધાતુ	અર્ધધાતુ	અધાતુ	અધાતુ	અધાતુ

આ વિભાગમાં આપે આર્વત કોષ્ટકનાં કેટલાક ગુણધર્મોમાં ભિન્નતાનાં વિષયમાં શીખ્યા છે. આર્વત કોષ્ટકની કેટલીક મહત્વપૂર્ણ પ્રવૃત્તિઓ સામાન્ય રીતે નીચે દર્શાવેલ સ્વરૂપમાં સંક્ષેપમાં સમજી શકાય છે.

કોષ્ટક - ૬.૧૧ આર્વત અને સમૂહના આર્વતનીય ગુણધર્મોમાં ફેરફાર

ગુણધર્મ	આર્વતમાં (ડાબેથી જમણે સુધી)	સમૂહમાં (ટોચથી તળિયા સુધી)
પરમાણું ક્રમાંક	વધે છે	ઘટે છે
પરમાણીય આકાર	ઘટે છે.	વધે છે.
ધાત્વિક્ય લક્ષણ	ઘટે છે.	વધે છે.
અધાતુ લક્ષણ	વધે છે.	ઘટે છે.

તમે શું શીખ્યા

- તત્ત્વો નું પ્રથમ વર્ગીકરણ માંત્ર ધાતુ અને આધાતુ માં જ હતું.
- પરમાણું દળની શોધ થયા પછી (જુનું પરમાણું દ્રવ્યમાન) એમ જાણવા મળ્યું કે તત્ત્વોના મુળભૂત ગુણધર્મો અને તત્ત્વો એક બીજા સાથે સામ્યતા ધરાવતા નથી.
- જહોન ડોબરેનરે તત્વોની ત્રિપુટીઓ તૈયાર કરી કે જેમાં વચ્ચેના તત્ત્વોના પરમાણુ દળ તથા ગુણધર્મો તેના આજુબાજુના બે તત્ત્વોના પરમાણુદળની સરેરાશ જેટલા જોવા મળ્યા પરંતુ તે માત્ર અમુક જ તત્ત્વોની ત્રિપુટી રચવામાં સફળ રહ્યો. દા.ત i) Li,Na અને K. ii) Ca, Sr અને Ba. iii) Cl, Br અને I
- ન્યુલેન્ડ નામના વૈજ્ઞાનિકે તત્ત્વોની આવર્તનીયતા તથા ગુણધર્મોના અભ્યાસ કરી અષ્ટકનો નિયમ આપ્યો જેના અનુસાર "જ્યારે તત્ત્વોને તેમના પ્રરમાણુભારના ચઢતા ક્રમમાં ગોઠવવામાં આવે છે. ત્યારે દરેક આઠ તત્ત્વો પછી આવતા તત્ત્વના ગુણધર્મો સમાન હોય છે. " તે વખતે જ્ઞાત લગભગ ૬૦ જેટલા તત્ત્વમાંથી તે માત્ર કેલ્શીયમ (Ca) સુધીના તત્ત્વોની ગોઠવણીમાં જ સફળ રહ્યો હતો.