

ગુજરાત રાજ્યના શિક્ષણવિભાગના પત્ર-ક્રમાંક
મશબ/1218/273/છ, તા.14-03-2018 – થી મંજૂર

રસાયણવિજ્ઞાન

ભાગ I

ધોરણ XI

પ્રતિક્રિયાપત્ર

ભારત મારો દેશ છે.
બધાં ભારતીયો મારાં ભાઈબહેન છે.
હું મારા દેશને ચાહું છું અને તેના સમૃદ્ધ અને
વૈવિધ્યપૂર્ણ વારસાનો મને ગર્વ છે.
હું સદાય તેને લાયક બનવા પ્રયત્ન કરીશ.
હું મારાં માતાપિતા, શિક્ષકો અને વડીલો પ્રત્યે આદર રાખીશ
અને દરેક જગ્યા સાથે સહ્યતાથી વર્તીશ.
હું મારા દેશ અને દેશબાંધવોને મારી નિષ્ઠા આપું છું.
તેમનાં કલ્યાણ અને સમૃદ્ધિમાં જ મારું સુખ રહ્યું છે.

રાજ્ય સરકારની વિનામૂલ્યે યોજના હેઠળનું પુસ્તક



રાષ્ટ્રીય શૈક્ષિક અનુસંધાન ઔર પ્રશિક્ષણ પરિષદ
NATIONAL COUNCIL OF EDUCATIONAL RESEARCH AND TRAINING



ગુજરાત રાજ્ય શાસ્ત્ર પાઠ્યપુસ્તક મંડળ
'વિદ્યાયન', સેક્ટર 10-એ, ગાંધીનગર-382010

© NCERT, નવી દિલ્હી તથા ગુજરાત રાજ્ય શાળા પાઠ્યપુસ્તક મંડળ, ગાંધીનગર
આ પાઠ્યપુસ્તકના સર્વ હક NCERT, નવી દિલ્હી તથા ગુજરાત રાજ્ય શાળા પાઠ્યપુસ્તક મંડળને
હસ્તક છે. આ પાઠ્યપુસ્તકનો કોઈ પણ ભાગ કોઈ પણ રૂપમાં NCERT, નવી દિલ્હી અને
ગુજરાત રાજ્ય શાળા પાઠ્યપુસ્તક મંડળની લેખિત પરવાનગી વગર પ્રકાશિત કરી શકાશે નહિ.

અનુવાદ

ડૉ. આઈ. એમ. ભણ

ડૉ. મયૂર સી. શાહ

સમીક્ષા

પ્રો. જાબાલી જે. વોરા

ડૉ. દશરથ પી. પટેલ

ડૉ. દેવાંગ આર. પંડ્યા

શ્રી સી. આઈ. પટેલ

શ્રી મુકેશ બી. પટેલ

શ્રી ડિરણ કે. પુરોહિત

શ્રી શેખર બી. ગોર

શ્રી નિરવ અન. શાહ

શ્રી મિતેષ એચ. પંચોલી

ભાષાશુદ્ધિ

શ્રી મનીષ કે. પંચાલ

સંયોજન

ડૉ. ચિરાગ એચ. પટેલ

(વિષય-સંયોજક : ભौતિકવિજ્ઞાન)

નિર્માણ-સંયોજન

શ્રી હરેન શાહ

(નાયબ નિયામક : શૈક્ષણિક)

મુદ્રણ-આયોજન

શ્રી હરેશ એસ. લીભાચીયા

(નાયબ નિયામક : ઉત્પાદન)

પ્રસ્તાવના

રાષ્ટ્રીય સરે સમાન અભ્યાસક્રમ રાખવાની સરકારશ્રીની નીતિના અનુસંધાને ગુજરાત સરકાર તથા ગુજરાત માધ્યમિક અને ઉચ્ચતર માધ્યમિક શિક્ષણ બોર્ડ દ્વારા તા. 25/10/2017ના ઠરાવ ક્રમાંક મશબ/1217/1036/થી શાળા ક્ષાયે NCERTના પાઠ્યપુસ્તકોનો સીધો જ અમલ કરવાનો નિર્ણય કરવામાં આવ્યો. તેને અનુલક્ષીને NCERT, નવી દિલ્હી દ્વારા પ્રકાશિત ધોરણ XIના રસાયણવિજ્ઞાન (ભાગ I) વિષયના પાઠ્યપુસ્તકનો ગુજરાતીમાં અનુવાદ કરીને વિદ્યાર્થીઓ સમક્ષ મૂકૃતાં ગુજરાત રાજ્ય શાળા પાઠ્યપુસ્તક મંડળ આનંદ અનુભવે છે.

આ પાઠ્યપુસ્તકનો અનુવાદ તથા તેની સમીક્ષા નિષ્ણાત પ્રાધ્યાપકો અને શિક્ષકો પાસે કરાવવામાં આવ્યા છે અને સમીક્ષકોનાં સૂચનો અનુસાર હસ્તપ્રતમાં યોગ્ય સુધારા-વધારા કર્યા પછી આ પાઠ્યપુસ્તક પ્રસિદ્ધ કરતાં પહેલા આ પાઠ્યપુસ્તકની મંજૂરી માટે એક સ્ટેટ લેવલની કમિટીની રચના કરવામાં આવી. આ કમિટીની સાથે NCERTના પ્રતિનિધિ તરીકે RIE, બોપાલથી ઉપસ્થિત રહેલા નિષ્ણાતોની સાથે એક ત્રિદિવસીય કાર્યશિબિરનું આયોજન કરવામાં આવ્યું અને પાઠ્યપુસ્તકને અંતિમ સ્વરૂપ આપવામાં આવ્યું. જેમાં, ડૉ. એસ. કે. મકવાણા (RIE, બોપાલ), ડૉ. કલ્યાન મસ્કી (RIE, બોપાલ), ડૉ. આઈ. એમ. ભણ, પ્રો.(ડૉ.) જાબાલી જે. વોરા, શ્રી સી. આઈ. પટેલ અને શ્રી શેખર બી. ગોરે ઉપસ્થિત રહી પોતાના કીમતી સૂચનો અને માર્ગદર્શન પૂરા પાડ્યા છે.

પ્રસ્તુત પાઠ્યપુસ્તકને રસપ્રદ, ઉપયોગી અને ક્ષતિરહિત બનાવવા માટે માન. અગ્રસચિવશ્રી (શિક્ષણ) દ્વારા અંગત રસ લઈને જરૂરી માર્ગદર્શન આપવામાં આવ્યું છે. મંડળ દ્વારા પૂરતી કાળજી લેવામાં આવી છે, તેમ છતાં શિક્ષણમાં રસ ધરાવનાર વ્યક્તિઓ પાસેથી ગુણવત્તા વધારે તેવાં સૂચનો આવકાર્ય છે.

NCERT, નવી દિલ્હીના સહકાર બદલ તેમના આભારી છીએ.

પી. ભારતી (IAS)

નિયામક

તા. 22-10-2019

કાર્યવાહક પ્રમુખ

ગાંધીનગર

પ્રથમ આવૃત્તિ : 2018, પુનઃમુદ્રણ : 2019, 2020

પ્રકાશક : ગુજરાત રાજ્ય શાળા પાઠ્યપુસ્તક મંડળ, 'વિદ્યાયન', સેક્ટર 10-એ, ગાંધીનગર વતી, પી. ભારતી, નિયામક
મુદ્રક :

FOREWORD

The National Curriculum Framework (NCF), 2005 recommends that children's life at school must be linked to their life outside the school. This principle marks a departure from the legacy of bookish learning which continues to shape our system and causes a gap between the school, home and community. The syllabi and textbooks developed on the basis of NCF signify an attempt to implement this basic idea. They also attempt to discourage rote learning and the maintenance of sharp boundaries between different subject areas. We hope these measures will take us significantly further in the direction of a child-centred system of education outlined in the National Policy on Education (1986).

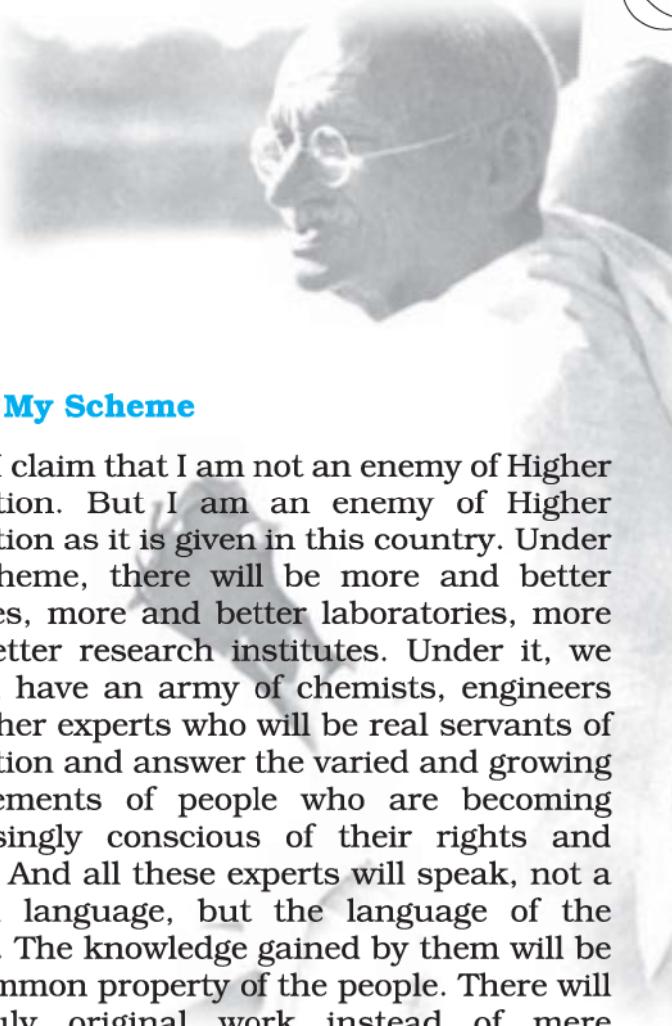
The success of this effort depends on the steps that school principals and teachers will take to encourage children to reflect on their own learning and to pursue imaginative activities and questions. We must recognise that, given space, time and freedom, children generate new knowledge by engaging with the information passed on to them by adults. Treating the prescribed textbook as the sole basis of examination is one of the key reasons why other resources and sites of learning are ignored. Inculcating creativity and initiative is possible if we perceive and treat children as participants in learning, not as receivers of a fixed body of knowledge.

These aims imply considerable change in school routines and mode of functioning. Flexibility in the daily time-table is as necessary as rigour in implementing the annual calendar so that the required number of teaching days are actually devoted to teaching. The methods used for teaching and evaluation will also determine how effective this textbook proves for making children's life at school a happy experience, rather than a source of stress or boredom. Syllabus designers have tried to address the problem of curricular burden by restructuring and reorienting knowledge at different stages with greater consideration for child psychology and the time available for teaching. The textbook attempts to enhance this endeavour by giving higher priority and space to opportunities for contemplation and wondering, discussion in small groups, and activities requiring hands-on experience.

The National Council of Educational Research and Training (NCERT) appreciates the hard work done by the textbook development committee responsible for this book. We wish to thank the Chairperson of the advisory group in science and mathematics, Professor J.V. Narlikar and the Chief Advisor for this book, Professor B. L. Khandelwal for guiding the work of this committee. Several teachers contributed to the development of this textbook; we are grateful to their principals for making this possible. We are indebted to the institutions and organisations which have generously permitted us to draw upon their resources, material and personnel. We are especially grateful to the members of the National Monitoring Committee, appointed by the Department of Secondary and Higher Education, Ministry of Human Resource Development under the Chairpersonship of Professor Mrinal Miri and Professor G.P. Deshpande, for their valuable time and contribution. As an organisation committed to systemic reform and continuous improvement in the quality of its products, NCERT welcomes comments and suggestions which will enable us to undertake further revision and refinement.

New Delhi
20 December 2005

Director
National Council of Educational
Research and Training



Under My Scheme

Thus, I claim that I am not an enemy of Higher Education. But I am an enemy of Higher Education as it is given in this country. Under my scheme, there will be more and better libraries, more and better laboratories, more and better research institutes. Under it, we should have an army of chemists, engineers and other experts who will be real servants of the nation and answer the varied and growing requirements of people who are becoming increasingly conscious of their rights and wants. And all these experts will speak, not a foreign language, but the language of the people. The knowledge gained by them will be the common property of the people. There will be truly original work instead of mere imitation. And the cost will be evenly and justly distributed.

– Harijan : 9 July 1938

TEXTBOOK DEVELOPMENT COMMITTEE

CHAIRPERSON, ADVISORY GROUP FOR TEXTBOOKS IN SCIENCE AND MATHEMATICS

J.V. Narlikar, *Emeritus Professor*, Chairman, Advisory Committee, Inter University Centre for Astronomy and Astrophysics (IUCCA), Ganeshbhind, Pune University, Pune

CHIEF ADVISOR

B.L. Khandelwal, *Professor (Retd.)*, *Emeritus Scientist*, CSIR; *Emeritus Fellow*, AICTE and formerly *Chairman*, Department of Chemistry, Indian Institute of Technology, New Delhi

MEMBERS

A. S. Brar, *Professor*, Indian Institute of Technology, Delhi

Anjni Koul, *Lecturer*, DESM, NCERT, New Delhi

H.O. Gupta, *Professor*, DESM, NCERT, New Delhi

I.P. Aggarwal, Professor, Regional Institute of Education, NCERT, Bhopal

Jaishree Sharma, *Professor*, DESM, NCERT, New Delhi

M. Chandra, *Professor*, DESM, NCERT, New Delhi

Poonam Sawhney, *PGT* (Chemistry), Kendriya Vidyalaya, Vikas Puri, New Delhi

R.K. Parashar, *Lecturer*, DESM NCERT, New Delhi

S.K. Dogra, *Professor*, Dr. B.R. Ambedkar Centre for Biomedical Research Delhi University, Delhi

S.K. Gupta, *Reader*, School of Studies in Chemistry, Jiwaji University, Gwalior

Sadhna Bhargava, *PGT* (Chemistry), Sardar Patel Vidyalaya, Lodhi Estate, New Delhi

Shubha Keshwan, *Headmistress*, Demonstration School, Regional Institute of Education, NCERT, Mysore

Sukhvir Singh, *Reader*, DESM, NCERT, New Delhi

Sunita Malhotra, *Professor*, School of Sciences, IGNOU, Maidan Garhi, New Delhi

V.K. Verma, *Professor* (Retd.) Institute of Technology, Banaras Hindu University, Varanasi

V.P. Gupta, *Reader*, Regional Institute of Education, NCERT, Bhopal

MEMBER-COORDINATOR

Alka Mehrotra, *Reader*, DESM, NCERT, New Delhi

ACKNOWLEDGEMENTS

The National Council of Educational Research and Training acknowledges the valuable contributions of the individuals and organisations involved in the development of Chemistry textbook for Class XI. It also acknowledges that some useful material from the reprint editions (2005) of Chemistry textbooks has been utilised in the development of the present textbook. The following academics contributed very effectively for editing, reviewing, refining and finalisation of the manuscript of this book: G.T. Bhandage, *Professor*, RIE, Mysore; N. Ram, *Professor*, IIT, New Delhi; R. Sindhu, *Reader*, RIE (NCERT), Bhopal; Sanjeev Kumar, *Reader*, Desh Bandhu College, Kalkaji, New Delhi; Shampa Bhattacharya, *Reader*, Hans Raj College, Delhi; Vijay Sarda, *Reader*, Zakir Husain College, New Delhi. K.K. Arora, *Reader*, Zakir Husain College, New Delhi; Shashi Saxena, *Reader*, Hans Raj College, Delhi; Anuradha Sen, Apeejay School, Sheikh Sarai, New Delhi; C.Shrinivas, *PGT*, Kendriya Vidyalaya, Pushp Vihar, New Delhi; D.L. Bharti, *PGT*, Ramjas School, Sector IV, R.K. Puram, New Delhi; Ila Sharma, *PGT*, Delhi Public School, Dwarka, Sector-B, New Delhi; Raj Lakshmi Karthikeyan, *Head* (Science), Mothers' International School, Sri Aurobindo Marg, New Delhi; Sushma Kiran Setia, *Principal*, Sarvodaya Kanya Vidyalaya, Hari Nagar (CT), New Delhi; Nidhi Chaudray, *PGT*, CRPF Public School, Rohini, Delhi; and Veena Suri, *PGT*, Bluebells School, Kailash, New Delhi. We are thankful to them.

Special thanks are due to M. Chandra, *Professor and Head*, DESM, NCERT for her support.

The Council also gratefully acknowledges the contribution of Surendra Kumar, *DTP Operator*; Subhash Saluja, Ramendra Kumar Sharma and Abhimanyu Mohanty, *Proof Readers*; Bhavna Saxena, *Copy Editor* and Deepak Kapoor, *Incharge*, Computer Station, in shaping this book. The contributions of the Publication Department in bringing out this book are also duly acknowledged.

અનુકૂળાંકા

	iii
Foreword	iii
એકમ 1 રસાયણવિજ્ઞાનની કેટલીક પાયાની સંકલ્પનાઓ	1
1.1 રસાયણવિજ્ઞાનની અગત્ય	4
1.2 દ્રવ્યનો સ્વભાવ (પ્રકૃતિ)	4
1.3 દ્રવ્યના ગુણધર્મો અને તેમના માપન	6
1.4 માપનમાં અનિશ્ચિતતા	10
1.5 રસાયણિક સંયોગીકરણના નિયમો	14
1.6 ડાલ્ટનનો પરમાણવીય સિદ્ધાંત	16
1.7 પરમાણવીય અને આણવીયદળ	16
1.8 મોલ સંકલ્પના અને મોલરદળ	18
1.9 બંધારણીય (સંઘટનીય) ટકાવારી	18
1.10 તત્ત્વયોગભિત્તિ અને તત્ત્વયોગભિત્તિય ગણતરીઓ	20
એકમ 2 પરમાણુનું બંધારણ	29
2.1 અવપરમાણવીય કણોની શોધ	30
2.2 પરમાણવીય નમૂના	32
2.3 પરમાણુના બોહ્યરના નમૂના તરફ દોરી જતો વિકાસ	37
2.4 હાઈડ્રોજન પરમાણુ માટેનો બોહ્યરનો નમૂનો	46
2.5 પરમાણુ ક્વોન્ટમ યાંત્રિકીય નમૂના તરફ	49
2.6 પરમાણુનો ક્વોન્ટમ યાંત્રિકીય નમૂનો	53
એકમ 3 તત્ત્વોનું વર્ગીકરણ અને ગુણધર્મોમાં આવર્ત્તિના	74
3.1 આપણને તત્ત્વોના વર્ગીકરણની આવશ્યકતા શા માટે જરૂરી જણાઈ ?	74
3.2 આવર્ત્તિ વર્ગીકરણની ઉત્પત્તિ	75
3.3 આધુનિક આવર્ત્તિ નિયમ અને આવર્ત્તકોષ્ટકનું વર્તમાન સ્વરૂપ	79
3.4 100થી વધુ પરમાણવીય-કમાંકવાળા તત્ત્વોનું નામકરણ	79
3.5 તત્ત્વોની ઈલેક્ટ્રોનીય રૂચના અને આવર્ત્તકોષ્ટક	82
3.6 ઈલેક્ટ્રોનીય રૂચના અને તત્ત્વોના પ્રકાર : s-, p-, d-, f- વિભાગો	83
3.7 તત્ત્વોના ગુણધર્મોમાં આવર્ત્તી વલણ	86

એકમ 4	રાસાયણિક બંધન અને આણવીય રચના	100
4.1	રાસાયણિક બંધન અંગેનો કોસેલ-લુછ્ટસ અભિગમ	101
4.2	આયનીય અથવા વિદ્યુતસંયોજક બંધ	106
4.3	બંધ પ્રાચલો	107
4.4	સંયોજકતા કોશ ઈલેક્ટ્રોન યુગ અપાકર્ષણ (VSEPR) સિદ્ધાંત	112
4.5	સંયોજકતા બંધનવાદ	117
4.6	સંકરણ	120
4.7	આણવીય કક્ષકવાદ	125
4.8	કેટલાક સમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણવીય અણુઓમાં બંધન	129
4.9	હાઈડ્રોજન બંધન	131
એકમ 5	દ્રવ્યની અવસ્થાઓ	136
5.1	આંતરઆણવીય બળો	137
5.2	ઉખીય ઊર્જા	139
5.3	આંતરઆણવીય બળો વિરુદ્ધ ઉખીય પારસ્પારિક કિયાઓ	139
5.4	વાયુમય અવસ્થા	139
5.5	વાયુ નિયમો	140
5.6	આદર્શ વાયુ સમીકરણ	145
5.7	ગતિજ ઊર્જા અને આણવીય ઝડપ	147
5.8	વાયુઓનો ગતિજ ઊર્જા આણવીયવાદ	149
5.9	વાસ્તવિક વાયુઓની વર્તણૂક : આદર્શ વાયુ વર્તણૂકમાંથી વિચલન	150
5.10	વાયુઓનું પ્રવાહીકરણ	152
5.11	પ્રવાહી અવસ્થા	154
એકમ 6	ઉખાગતિશાસ્ત્ર	160
6.1	ઉખાગતિય પર્યાયો	161
6.2	અનુપ્રયોગો	164
6.3	ΔU અને ΔH નું માપન (કેલરીમિતી)	169
6.4	એન્થાલ્પી ફેરફાર, પ્રક્રિયાની $\Delta_{rx}H$ – પ્રક્રિયા એન્થાલ્પી	171
6.5	જુદા જુદા પ્રકારની પ્રક્રિયાઓ માટે એન્થાલ્પી	176
6.6	સ્વસ્થાન (સ્વતઃતા)	181

6.7	ગીઝ ઊર્જા ફેરફાર અને સંતુલન	186
એકમ 7	સંતુલન	192
7.1	ભૌતિક પ્રકમમાં સંતુલન	193
7.2	રાસાયણિક પ્રકમમાં સંતુલન-ગતિશીલ સંતુલન	196
7.3	રાસાયણિક સંતુલનનો નિયમ અને સંતુલન અચળાંક	198
7.4	સમાંગ સંતુલન	201
7.5	વિષમાંગ સંતુલન	203
7.6	સંતુલન અચળાંકના અનુપ્રયોગો	205
7.7	સંતુલન અચળાંક K, પ્રક્રિયા ભાગફળ Q અને ગીઝ ઊર્જા G વચ્ચે સંબંધ	208
7.8	સંતુલનને અસર કરતાં પરિબળો	208
7.9	દ્રાવણમાં આયનીય સંતુલન	212
7.10	એસિડ, બેઇઝ અને ક્ષાર	213
7.11	એસિડ અને બેઇઝના આયનીકરણ	216
7.12	બફર દ્રાવણો	226
7.13	અલ્યુદ્રાવ્ય ક્ષારના દ્રાવ્યતા સંતુલન	228
પરિશિષ્ટ		239
જવાબો		253
પારિભાષિક શબ્દો		259

આપણું રાષ્ટ્રગીત

જન-ગણ-મન અધિનાયક જય હે,
ભારત ભાગ્ય વિધાતા.
પંજાબ સિંધ ગુજરાત મરાઠા
દ્રાવિડ ઉત્કલ બંગા
વિધ્ય હિમાયલ યમુના ગંગા
ઉચ્છ્વલ જલધિ તરંગા
તવ શુભ નામે જાગો,
તવ શુભ આશિષ માગો.
ગાહે તવ જય ગાથા.
જન-ગણ-મંગલદાયક જય હે
ભારત ભાગ્ય વિધાતા.
જય હે, જય હે, જય હે,
જય જય જય, જય હે.

આપણું રાષ્ટ્રગીત મૂળભૂતરૂપે બંગાળી ભાષામાં
શ્રી રવિન્દ્રનાથ ટાગોર દ્વારા રચાયેલ હતું, જેના હિન્દી
રૂપાંતરણને સંસદીય સભામાં તા. 24 જાન્યુઆરી, 1950ના
રોજ રાષ્ટ્રગીત તરીકે સ્વીકૃતિ મળેલ છે.

રસાયણવિજ્ઞાનની કેટલીક પાયાની સંકલ્પનાઓ (Some Basic Concepts of Chemistry)

હેતુઓ :

આ એકમના અભ્યાસ પછી તમે...

- તમે રસાયણવિજ્ઞાનમાં ભારતના યોગદાનને બિરદાવશો. જીવનના જુદા-જુદા કાર્યક્ષેત્રો (Spheres) માં રસાયણ વિજ્ઞાનની ભૂમિકાને સમજી શકશો.
- દ્રવ્યની ગાણ અવસ્થાઓની લાંબાંકિતાઓને સમજાવી શકશો.
- જુદા જુદા પદાર્થનું તત્ત્વ, મિશ્રણ અને સંયોજનમાં વળ્ફિરણ કરી શકશો.
- SI આધ્યારિત એકમોની વ્યાખ્યા આપી શકશો અને કેટલાક સામાન્ય રીતે વપરાતા પૂર્વગોની યાદી બનાવી શકશો.
- વૈજ્ઞાનિક સંકેતોનો ઉપયોગ કરીને સંચાય પર કેટલાક સાદા ગાણિતીય પ્રચાલન (operations)નો ઉપયોગ કરી શકશો.
- પરિશુદ્ધતા (precision) અને ચોક્સાઈ (accuracy) વચ્ચેનો બેદ જાણી શકશો.
- અર્થસૂચક અંક (सાર્થક અંક) નક્કી કરી શકશો.
- ભૌતિક રાશિઓને એક પદ્ધતિમાંથી બીજી પદ્ધતિઓના એકમોમાં પરિવર્તિત કરી શકશો.
- રસાયણિક સંયોગીકરણના જુદા જુદા નિયમો સમજાવી શકશો.
- પરમાણીયદળ, સરેરાશ પરમાણીયદળ, આણીયદળ અને સૂત્ર દળની સમાલોચના કરી શકશો.
- મોલ અને મોલર દળ જેવા પદોનું વર્ણન કરી શકશો.
- સંયોજનનું નિર્માણ કરતાં જુદા જુદા ઘટકતત્ત્વોની દળથી ટકાવારીની ગણાતરી કરી શકશો.
- સંયોજનના પ્રમાણસૂચક સૂત્ર (empirical formula) અને આણીય સૂત્ર આપેલા પ્રાયોગિક પરિણામો પરથી નક્કી કરી શકશો.
- તત્ત્વયોગમિતીય (stoichiometric) ગણાતરીઓ કરી શકશો.

“રસાયણવિજ્ઞાન અણુઓ અને તેમના રૂપાંતરણનું વિજ્ઞાન છે. રસાયણવિજ્ઞાન માત્ર 100 જેટલા તત્ત્વોનું વિજ્ઞાન નથી, પરંતુ તેમાંથી રચાતાં અસંખ્ય વૈવિધ્યસભર અણુઓનું વિજ્ઞાન છે.”

— રોઓલ્ડ હોફ્માન (Roald Hoffmann)

વિજ્ઞાનને આપણે કુદરતનું વર્ણન કરવા અને સમજવા માટેના જ્ઞાનને વ્યવસ્થિત રીતે મૂકવાના માનવના સતત પ્રયત્નો તરીકે જોઈ શકીએ છીએ. તમે તમારા અગાઉના ધોરણોમાં અભ્યાસ કર્યો છે કે આપણે રોઝિંદા જીવનમાં કુદરતમાં રહેલા વિવિધ પદાર્થો તથા તેમનામાં થતા ફેરફારોના સંપર્કમાં આવીએ છીએ. દૂધમાંથી દહીની બનાવટ, શેરડીના રસને લાંબો સમય મૂકી રાખી તેમાંથી વિનેગરની બનાવટ અને લોખંડને કાટ લાગવો એવા તે ફેરફારોના કેટલાક ઉદાહરણો છે કે જેના સંપર્કમાં આપણે ઘણી વખત આવીએ છીએ. અનુકૂળતા ખાતર વિજ્ઞાનને જુદી-જુદી શાખાઓમાં વિભાજિત કરવામાં આવેલ છે; જેમ કે રસાયણવિજ્ઞાન, ભૌતિક વિજ્ઞાન, જીવવિજ્ઞાન, ભૂસ્તરવિજ્ઞાન વગેરે. વિજ્ઞાનની એવી શાખા કે જેમાં દ્રવ્ય પદાર્થોની બનાવટ, ગુણધર્મો, બંધારણ અને પ્રક્રિયાઓનો અભ્યાસ થાય છે તેને રસાયણવિજ્ઞાન કહે છે.

રસાયણવિજ્ઞાનનો વિકાસ (Development of Chemistry)

જેને આપણે અત્યારે રસાયણવિજ્ઞાન તરીકે સમજીએ છીએ તે ઘણો જૂનો વિષય નથી. રસાયણવિજ્ઞાનનો અભ્યાસ તેના પોતાના હિત માટે નહોતો થયો પરંતુ તે બે રસપ્રદ બાબતોની શોધના પરિણામરૂપે આવેલ છે.

(i) તત્વજ્ઞાની(philosopher)નો પથ્યર-પારસમણી જે બધી જ બેઝર ધાતુઓ (કિમતી ન હોય તેવી ધાતુઓ) દા.ત., લોખંડ અને તાંબાને સોનામાં પરિવર્તિત કરી શકે છે.

(ii) ‘જીવનનું અમૃત’ જે આપણાને અમરત્વ પ્રદાન કરી શકે છે.

પ્રાચીન ભારતમાં લોકોને આધુનિક વિજ્ઞાનના આગમનના ઘણા પહેલા ઘણી વૈજ્ઞાનિક ઘટનાઓનું જ્ઞાન હતું જ. તેમને જીવનના જુદા-જુદા ક્ષેત્રોમાં આ જ્ઞાનને લાગુ પાડ્યુ હતું. રસાયણવિજ્ઞાન મુજબાતે 1300-1600 CE દરમિયાન કિમિયાગીરી(alchemy) અને પાર્શ્વરસાયણવિજ્ઞાન(latrocchemistry)ના સ્વરૂપે વિકસિત થયુ હતું. આધુનિક રસાયણવિજ્ઞાનને યુરોપમાં આરબો દ્વારા દાખલ કરાયેલ કિમિયાગીરી પ્રણાલીકરાતાઓની કેટલીક સદીઓ પછી 18મી સદીમાં આકાર લીધો.

અન્ય સંસ્કૃતિઓ - ખાસ કરીને ચાઈનીઝ અને ભારતીયને તેમની પોતાની ડિમિયાગીરી પ્રણાલિકતાઓ હતી. આમાં રાસાયણિક પ્રકમો અને પ્રવિધિઓના ઘણા જ્ઞાનનો સમાવેશ થયેલો હતો.

પ્રાચીન ભારતમાં રસાયણવિજ્ઞાનને રસાયણશાસ્ત્ર, રસંત્ર, રસક્રિયા અથવા રસવિદ્યા પણ કહેવામાં આવતું હતું. તેમાં ધાતુ કર્મવિધિ, ઔષધ, સૌંદર્ય પ્રસાધનોનું ઉત્પાદન, કાચ, રંગકો વગેરેનો સમાવેશ થયેલો હતો. પંજાબમાંના સિંધ અને હડ્ડાના મોહેન જો દો (Mohenjodaro)ના પથ્થતિસરના ખોદકમે સાબિત કરેલું છે કે ભારતમાં રસાયણવિજ્ઞાનનો વિકાસ ઘણો જૂનો છે. પુરાતત્વ પ્રાપ્તિઓ દર્શાવે છે કે બાંધકામમાં પકવેલી ઈંટોનો ઉપયોગ થયો હતો. તે ચિનાઈ પાત્રોનું વિશાળ પાયા પર ઉત્પાદન દર્શાવે છે, કે જેને અગાઉની રાસાયણિક પથ્થતિઓ તરીકે ગણવામાં આવતી હતી. જેમાં પદાર્થને મિશ્ર કરવામાં આવતા, ઘાટ આપવામાં આવતા. જેથી ઈંચિથત ગુણધર્મો(ગુણવત્તા) પ્રાપ્ત કરી શકાય. મોહેન જો દોમાં જ્વેઝ કરેલી ચિનાઈ માટીની વસ્તુઓના અવશેષો મળી આવ્યા છે. જ્વાસમ સિમેન્ટને બાંધકામમાં ઉપયોગમાં લેવામાં આવ્યો હતો. તે કણીયૂનો, રેતી અને CaCO_3 ની અલ્પમાત્રા ધરાવે છે. હડ્ડન લોકોએ ફેઇન્સ (Faience-ચિનાઈમાટી) બનાવેલી જે એક પ્રકારનો કાચ હતો, જેનો ઉપયોગ આભૂષણોમાં થયો હતો. તેમને લેડ, સિલ્વર, ગોલ્ડ અને કોપર જેવી ધાતુઓને પિગાળીને અને ઘડીને અનેક પ્રકારની વસ્તુઓ બનાવી હતી. તેમને ટીન અને આર્સનિકનો ઉપયોગ કરીને તાંબાની સખ્તાઈ વધારેલી અને તેનો ઉપયોગ કરીને કૃત્રિમ વસ્તુઓ બનાવી હતી. કાચની અનેક વસ્તુઓ દાખિણ ભારતના માસ્કીમાં (1000-900 BCE) અને ઉત્તર ભારતમાંના હસ્તિનાપુર અને તક્ષણિલામાં (1000-200 BCE) મળી આવી હતી. કાચ અને જ્વેઝને ધાતુ ઓક્સાઈડ જેવા પ્રક્રિયક ઉમેરીને રંગીન બનાવેલા હતા.

ભારતમાં કોપરની ધાતુકર્મવિધિ ઉપયોગમાંની ચાલ્કોલિથિક (Chalcolithic) સંસ્કૃતિના શરૂઆતના સમયની તવારીખ આપે છે. એટલા બધા પુરાતત્વીય પુરાવાઓ છે જે એ સંકલ્પનાને ટેકો આપે છે કે કોપર અને આર્યનના નિર્જર્ખણ માટેની ટેકનોલોજી ભારતીય રીતે વિકસાવવામાં આવી હતી.

અગ્રથે અનુસાર 1000-400 BCE દરમિયાન ચામડા કમાવવાનું અને સૂતરને રંગીન બનાવવાની કામગીરી હાથ ધરાતી હતી. ઉત્તર ભારતના કાળી પોલીશ કરેલા વાસણોનો સોનેરી ચળકાટને પુનઃનિર્ભર્ત કરી શકતું નથી અને તે હજુ પણ રાસાયણિક રહસ્ય જ રહ્યું છે. આ વાસણો એ રહસ્યો નિર્દેશો છે કે ભડીના તાપમાનને નિયંત્રિત કરી શકતું હતું. કૌટિલ્યનું અર્થશાસ્ત્ર સમુદ્રમાંથી ક્ષારના ઉત્પાદનનું વર્ણન કરે છે.

વિશાળ સંખ્યામાંના નિવેદનો અને દ્રવ્યો જેનું પ્રાચીન વેદિક સાહિત્યમાં વર્ણન છે તે આધુનિક વૈજ્ઞાનિક શોધોની સાથે મળતું આવે છે. ઉત્તરભારતના ઘણા પુરાતત્વ સ્થળોમાં કોપરના વાસણો, આર્યન, ગોલ્ડ, સિલ્વરના આભૂષણો અને ટેરાકોટાની ડિશો અને ભૂખરા રંગનું માટીકામ મળી આવેલું છે. સુશૃત સંહિતા આલ્કલીની અગત્ય સમજાવે છે. ચરકસંહિતા જણાવે છે કે પ્રાચીન ભારતીયો જાણતા હતા કે સલ્ફચ્યુરિક ઓસિડ, નાઈટ્રિક ઓસિડ, કોપર, ટીન અને લિંકના ઓક્સાઈડ તથા કોપર, લિંક અને આર્યનના સલ્ફેટ તથા લેડ અને આર્યના કાર્બોનેટ બનાવવાનું જાણતા હતા.

રસોપનિષદ્ધા(Rasopanishada) ગણ પાઉડરના મિશ્રણની બનાવટનું વર્ણન કરે છે. તામિલ પાઠ્યપુસ્તકો પણ સલ્ફર, ચારકોલ, સોલ્ટપીટર(પોટેશિયમ નાઈટ્રેટ), મરક્યુરી, કેમ્ફર વગેરેનો ઉપયોગ કરીને ફિટાકડા બનાવવાનું વર્ણન કરે છે.

નાગાર્જુન મહાન ભારતીય વૈજ્ઞાનિક હતા. તે પ્રતિભા સંપન્ન રસાયણવિજ્ઞાની, ડિમિયાગર અને ધાતુકર્મવિધિના જાડાકાર હતા. તેમનું કાર્ય રસરત્નાકર મરક્યુરી સંયોજનોની બનાવટ સાથે સંકળાયેલ છે. તેમણે ગોલ્ડ, સિલ્વર, ટિન અને કોપર જેવી ધાતુઓના નિર્જર્ખણ માટેની પથ્થતિઓની પણ ચર્ચા કરી છે. એક પુસ્તક 'રસરનવમ' જે 800 CE માં પ્રકાશિત થયું હતું તે જુદા-જુદા હેતુઓ માટે વિવિધ લભીઓ, ઓવન અને કુસિબલોના ઉપયોગોની ચર્ચા કરે છે. તે જ્યોતના રંગ પરથી ધાતુઓને પારખવાની પથ્થતિઓ પણ વર્ણવે છે.

ચકપાણીએ મરક્યુરી સલ્ફાઈડ શોધી કાઢ્યો હતો. સાબુની શોધનો યશ પણ તેમના ફાળે જાય છે. તેમણે સાબુ બનાવવામાં સરસવના તેલ અને કેટલીક આલ્કલીનો સંઘટક તરીકે ઉપયોગ કર્યો હતો. ભારતીય લોકોએ 18 મી સદી CE માં સાબુ બનાવવાનું શરૂ કર્યું હતું. એરંડાનુંતેલ અને મહુડાના છોડના બીજ તથા કેટિથયમ કાર્બોનેટનો સાબુ બનાવવામાં ઉપયોગ કર્યો હતો.

અંતિમ એટલો રાસાયણિક વૈજ્ઞાનિક હતી. તે મંદિરો અને ઘરોના છાપાલો પર જોવા મળતાં રંગચિત્રો જે યુગો પદી આજે પણ તાજી જ જેવા લાગે છે તે પ્રમાણપત્ર આપે છે કે પ્રાચીન ભારતમાં ભારતીયો ઉચ્ચ સ્તરનું વિજ્ઞાન જાણતા હતા. વરાહમિહિરનું બૃહતસંહિતા વિશ્વકોષને સમકક્ષ છે, જે છઠી સદી CE માં રચવામાં આવી હતી. તે મંદિરો અને ઘરોના છાપાલો પર જોવાની દીવાલો પર જોવા મળતાં રંગચિત્રો જે યુગો પદી આજે પણ તાજી જ જેવા લાગે છે તે પ્રમાણપત્ર આપે છે કે પ્રાચીન ભારતમાં ભારતીયો ઉચ્ચ સ્તરનું વિજ્ઞાન જાણતા હતા. વિશ્વકોષને સમકક્ષ છે, જે છઠી સદી CE માં રચવામાં આવી હતી. તે મંદિરો અને ઘરોના છાપાલો પર જોવાની દીવાલો પર જોવા મળતાં રંગચિત્રો જે યુગો પદી આજે પણ તાજી જ જેવા લાગે છે. તેને સંપૂર્ણપણે જુદા-જુદા ઝડ, ફળ, બી અને છાલના નિર્જર્ખમાંથી બનાવવામાં આવતું હતું. આ નિર્જર્ખને ઉકળીને સાંક્રાન્તિક બનાવવા બાદ જુદા-જુદા રેઝિન સાથે પ્રક્રિયા કરવામાં આવે છે. આવા પદાર્થોની વૈજ્ઞાનિક રીતે કસોટી કરીને તેમના ઉપયોગ માટે મૂલ્યાંકન કરવું તે રસપ્રદ બાબત બની રહે છે.

ધડા બધા શાસ્ત્રીય પુસ્તકો જેવા કે અથર્વવેદમાં (1000 BCE) કેટલાક રંગકો તરીકે વપરાતા પદાર્થો જેવા કે હળદર, મજ્જઠ (Madder), સુર્યમુખી, હરતાલ(Orpiment), કીરમીજ (Cochineal) અને લાખ વગેરેને દર્શાવેલ છે. બીજા કેટલાક પદાર્થો જેવા કે Kamplcica, pattanga અને jatuka રંગ આપવાના ગુણધર્મ ધરાવે છે.

વરાહમિહિરની બૃહદસંહિતા સુગંધી પદાર્થો અને સૌદર્ય પ્રસાધનોનો સંદર્ભ આપે છે. માથાના વાળને રંગ કરવાની સામગ્રીઓ ગળી જેવા છોડમાંથી અને આર્યનું પાઉડર, આર્યનું બ્લેક જેવા ખનીજ તત્ત્વો અથવા સ્ટીલ અને ખાટા ચોખાના એસિડક નિર્જર્ખમાંથી બનાવવામાં આવ્યા હતા. ગંધારુકલી અત્તર, મો માટેના સુગંધી પદાર્થો, નહાવાના પાઉડર, અગરભતી અને શંખજીરુ પાઉડર બનાવવાની રીતનું વર્ણન કરે છે.

ચીની મુસાફર આઈ-ત્સિંગ(I-tsing)ના વર્ણન કર્યા પ્રમાણે કાગળની જાણકારી ભારતને 17 મી સદીમાં હતી. તક્ષિલાનું ખોદકામ નિર્દેશ કરે છે કે શાહીનો ઉપયોગ ભારતમાં ચોથી સદીથી હતો. શાહીના રંગો ચાક, રેડ લેડ અને સિંહુરમાંથી બનાવવામાં આવ્યા હતા.

એમ જણાય છે કે ભારતીયો આથવણની પ્રક્રિયા સારી રીતે જાણતા હતા. વેદો અને કૌટિલ્યનું અર્થશાસ્ત્ર ધડા બધા પ્રકારના ઔષધજલ વિષે માહિતી આપે છે. ચરક સંહિતા પણ દર્શાવે છે કે ઝાડની છાલ, પ્રકાંડ, ફુલો, પાંદડા, લાકડું, અનાજ, ફળો અને શેરડી વગેરે આસવ બનાવવા માટેના સંઘટકો છે.

દ્રવ્ય અંતે તો અવિભાજ્ય બંધારણીય એકમ છે તેવી સંકલ્પનાને એક તત્ત્વજ્ઞાનીય ચિંતનના ભાગરૂપે ભારતમાં ઓછી BCE સદીમાં જોવા મળી હતી. 600 BCE માં જન્મેલા આચાર્ય કાનડા(Kanda) જેઓ કશ્યપના મૂળ નામે જાણીતા હતા તેઓ પરમાણુ સિદ્ધાંતના પ્રથમ પ્રણોત્તા હતા. તેમણે નાના અવિભાજ્ય કણો અંગેનો સિદ્ધાંત સૂત્રીત કર્યો જેને તેમણે પરમાણુ (પરમાણુઓ સાથે સરખાવી શકાય) કહ્યા. તેમણે વૈશેશિકા (Vaisesika) સૂત્રોના પુસ્તકનું લેખન કાર્ય કર્યું હતું. તેમના મત પ્રમાણે બધા જ પદાર્થો ધડા નાના એકમો કે જેને પરમાણુ કહેલા છે તેનું સમુચ્ચય સ્વરૂપ છે. આ પરમાણુઓ શાશ્વત, અવિભાજ્ય, ગોળાકાર, અતિસંવેદનશીલ અને મૂળઅવસ્થામાં ગતિમાં રહેવાવાળા છે. તેમણે સમજાવ્યું કે આ વ્યક્તિગત સિપસીજ માણસના કોઈપણ અંગથી પારખી શકાય તેમ નથી. કાનડાએ વધુમાં ઉમેયું કે પરમાણુના ધડા બધા પ્રકાર હોય છે અને તેઓ પદાર્થના જુદા-જુદા પ્રકારની જેમ જુદા-જુદા હોય છે. તેમણે જણાવ્યું કે અન્ય

સંયોગીકરણ સિવાય બે અથવા ગ્રાસ પરમાણુઓ અદ્રશ્ય બળો દ્વારા આંતરક્ષિયા પામી સંયોજાઈ શકે છે. તેમણે જોહન ડાલ્ટન (1766-1844) ના સમયથી આશરે 2500 વર્ષ પહેલા આ સિદ્ધાંતની સંકલ્પના આપી હતી.

ચરકસંહિતા ભારતનું સૌથી જુનો આયુર્વેદિક ગ્રંથ છે. તે રોગોની સારવારનું વર્ણન કરે છે. ધાતુઓના કણના કદને નાના કરવાની સંકલ્પના ચરકસંહિતામાં સ્પષ્ટ રીતે વર્જાવામાં આવી છે. કણોના કદને અત્યંત નાના બનાવવાને નેનોટેકનોલોજી નામ આપવામાં આવ્યું છે. ચરકસંહિતા માંદગીની સારવારમાં ધાતુની ભસ્મનો ઉપયોગ કરવાનું વર્ણન કરે છે. હાલમાં તે સાબિત થઈ ચૂક્યું છે કે ભસ્મમાં ધાતુઓના નેનોકણો હોય છે.

કિર્મિયાગીરીના અધઃપતન પદ્ધી પાશ્વરસાયણવિજ્ઞાન (Iatrochemistry) સ્થિર અવસ્થાએ પહોંચ્યુ, પરંતુ તેનું પણ 20મી સદીમાં પશ્ચિમ વૈદિકીય પદ્ધતિના પ્રવેશથી અને તેના ઉપયોગના કારણો અધઃપતન થયું. આ પ્રગતિરોધ(Stagnation) સમય દરમિયાન આયુર્વેદ પર આધારીત ઔષધીય ઉદ્યોગોનું અસ્તિત્વ જળવાઈ રહ્યું પણ ધીમે ધીમે તેનું પણ પતન થયું. ભારતીય લોકોને નવી તકનીકો શીખવામાં અને સ્વીકારવામાં આશરે 100-150 વર્ષ લાગ્યા. આ સમય દરમિયાન પરદેશી પેદાશો દાખલ થઈ, આને પરિણામે ભારતીય પ્રજાલીગત તકનીકોનું પણ અધઃપતન થયું. આધુનિક વિજ્ઞાન ભારતમાં ઓગાણીસમી સદીના ઉત્તરાર્ધમાં જણાવા લાગ્યું. ઓગાણીસમી સદીની મધ્યથી યુરોપિયન વૈજ્ઞાનિકોએ ભારતમાં આવવાનું શરૂ કર્યું અને આધુનિક વિજ્ઞાનનો વિકાસ શરૂ થયો.

ઉપરની ચર્ચા પરથી તમે શીખ્યા કે રસાયણવિજ્ઞાન દ્રવ્યનું સંઘટન, બંધારણ, ગુણધર્મો અને આંતરક્ષિયા સાથે સંબંધિત છે અને તે મનુષ્યને રોજિંદા જીવનમાં ખૂબ ઉપયોગી છે. આ બાબતોને દ્રવ્યના પાયાના ઘટકો-પરમાણુઓ અને અણુઓ દ્વારા સારી રીતે વર્જાવી શકાય છે અને સમજ શકાય છે. તેથી રસાયણવિજ્ઞાનને પરમાણુઓ અને અણુઓનું વિજ્ઞાન પણ કહે છે. શું આપણે આ કણો(પરમાણુઓ અને અણુઓ)ને જોઈ શકીએ છીએ? તેમનું વજન કરી શકીએ છીએ? અને તેમની હાજરીનો અનુભવ કરી શકીએ છીએ? શું કોઈ પદાર્થના નિશ્ચિત દળમાં પરમાણુઓ અને અણુઓની સંખ્યા જાણી શકીએ છીએ? અને શું કણોની સંખ્યા અને તેમના દળ વચ્ચે જથ્થાત્મક સંબંધ છે? આ એકમાં આપણે આવા કેટલાક પ્રશ્નોના ઉત્તરો મેળવીશું વિશેષમાં આપણે દ્રવ્યના ભौતિક ગુણધર્મોને યોગ્ય એકમો સાથે સાંજિયક મૂલ્યોનો ઉપયોગ કરીને જથ્થાત્મક રીતે વર્જાવી શકીશું.

1.1 રસાયણવિજ્ઞાનની અગત્ય (Importance of Chemistry)

રસાયણવિજ્ઞાન વિજ્ઞાનમાં કેન્દ્રીય ભૂમિકા ભજવે છે અને અનેકવાર વિજ્ઞાનની અન્ય શાખાઓ સાથે પણ પારસ્પરિક રીતે વણાયેલ છે.

હવામાનની તરાહો, મગજની કાર્યપદ્ધતિ અને કમ્પ્યુટરનું પ્રચાલન (operation) રસાયણિક ઉદ્યોગોમાં ઉત્પાદન, ખાતર, આલ્કલી, ઓસિડ, ક્ષાર, રંગક, પોલિમર, ઔષધ, સાબુ, પ્રક્ષાલક, ધાતુ, મિશ્રધાતુના ઉત્પાદન તથા નવા દ્રવ્યોના ઉત્પાદન જેવા અનેકવિધ ક્ષેત્રોમાં રસાયણિક સિદ્ધાંતો અગત્યનાં છે.

રસાયણવિજ્ઞાન રાખ્ટીય અર્થવસ્થામાં વિશેષ ફાળો આપે છે. આ ઉપરાંત રસાયણવિજ્ઞાન ખોરાક, સ્વાસ્થ્ય-સંભાળની જરૂરિયાતને તથા અન્ય પદાર્થો કે જે માનવજીવનની ગુણવત્તા વધારવાનાં ધ્યેય માટે હોય છે તેને પહોંચી વળે છે. આના ઉદાહરણ તરીકે જુદા જુદા ખાતરના મોટા પાયા પરના ઉત્પાદન તથા કીટનાશકની સુધારેલી જાતનો સમાવેશ થાય છે. રસાયણવિજ્ઞાન કુદરતી ઓટેમાંથી જીવનરક્ષક ઔષધોના અલગીકરણ માટેની પદ્ધતિઓ અને આવી ઔષધોના શક્ય સંશ્લેષણની રીતો પુરી પાડે છે. આ પૈકીની ઘણી જીવનરક્ષક ઔષધો જેવી કે સીસન્પ્લેટિન અને ટેક્સોલ, જે કેન્સરની સારવારમાં અસરકારક છે અને AZT (એઝિડોથાયમિડીન) એટિડ્સનો ભોગ બનેલા દર્દીને મદદરૂપ છે.

રસાયણવિજ્ઞાન રાખ્ણના વિકાસ અને વૃદ્ધિમાં વિશેષ ફાળો આપે છે. રસાયણિક સિદ્ધાંતની વધારે સારી સમજણાને કારણે હવે વિશિષ્ટ ચુંબકીય, વિદ્યુતીય અને પ્રકાશીય ગુણધર્મો ધરાવતા નવા પદાર્થોના અભિકલ્પ (design) અને સંશ્લેષણ શક્ય બન્યા છે. રસાયણવિજ્ઞાન એવા ઉદ્યોગના નિર્માણ માટે મદદરૂપ થયું છે જે ઉપયોગી વસ્તુઓ જેવી કે ઓસિડ, આલ્કલી, રંગકો, પોલિમર, ધાતુઓ વગેરેનું ઉત્પાદન કરે છે. આ ઉદ્યોગો રાખ્ણ ની અર્થવસ્થામાં અને રોજગારી ઊભી કરવામાં મોટાપાયે ફાળો આપે છે. આને લીધે અતિવાહક સીરેમીક, વાહકતા ધરાવતા પોલિમર, ઓપ્ટિકલ ફાઈબર વગેરે અને ધન અવસ્થાના સાધનોની અતિ નાની પ્રતિકૃતિને મોટા પાયા પર ઉત્પાદન કરવા તરફ દોરવાયા છીએ.

વર્તમાન સમયમાં રસાયણવિજ્ઞાને પર્યાવરણના અવકમણ (degradation)ની અતિ મહત્વની બાબતોનો સામનો કરવામાં સારા એવા પ્રમાણમાં સફળતા પ્રાપ્ત કરી છે. પર્યાવરણીય જોખમો (hazards) રેફિજરન્ટ જેવાં કે CFCs (કલ્યોરોફ્લોરો કાર્બન્સ)ના સલામત વિકલ્પને સાંશ્લેષિત કરી શકાયા છે. જેથી સમતાપ આવરણમાં ઓઝોન ક્ષયનને ઘટાડી શકાયેલ છે. તેમ છતાં ઘણી મોટી પર્યાવરણીય સમસ્યાઓને મહાત કરવા માટે

રસાયણવિજ્ઞાનીઓને કમર કસવાની છે. આમાંની એક સમસ્યા ગ્રીન હાઉસ વાયુઓ જેવાં કે મિથેન, કાર્બન ડાયોક્સાઇડ વગેરેનું વ્યવસ્થાપન કરવાનું છે. જેવા રસાયણિક પ્રકમોને સમજવાનું, રસાયણોના મોટા પાયા પરના ઉત્પાદન માટે ઉત્સેચકોનો ઉપયોગ અને નવા વિદેશી (exotic) પદાર્થોનું ઉત્પાદન વગેરે રસાયણ શાસ્ત્રીઓની આવનાર પેઢીને માટે બૌધ્યિક પડકાર (ચેલેન્જ) છે. ભારત જેવા વિકસતા દેશમાં આવા પડકારોને જીલવા માટે ફુશાગ્ર અને સર્જનાત્મક રસાયણશાસ્ત્રીઓની જરૂર પડશે.

સારા વૈજ્ઞાનિક થવા માટે અને આવા પડકારોને જીલવા માટે રસાયણ વિજ્ઞાનના પાયાના જ્યાલોને સમજવાની જરૂર પડશે, જેની શરૂઆત દ્રવ્યના જ્યાલથી શરૂ થાય છે. આપણે દ્રવ્યના સ્વભાવથી શરૂ કરીએ.

1.2 દ્રવ્યનો સ્વભાવ (પ્રકૃતિ) (Nature of Matter)

તમે અગાઉના ધોરણોના અભ્યાસ પરથી 'દ્રવ્ય' પર્યાય સાથે માહિતગાર થયેલા છો. કોઈ પણ વસ્તુ જે દળ ધરાવે છે અને જગ્યા (અવકાશ) રોકે છે તેને દ્રવ્ય કહે છે.

આપણી આસપાસ (ચોપાસ) રહેલી વસ્તુઓને ઉદાહરણ તરીકે લેતાં ચોપડી, પેન, પેન્સિલ, પાણી, હવા, બધા જ સજીવો વગેરે દ્રવ્યથી સંઘટિત હોય છે. તમે જાણો છો કે તેમને દળ છે અને તેઓ જગ્યા રોકે છે. દ્રવ્યની અવસ્થાઓની લાક્ષણિકતાઓ જેનો તમે અગાઉના ધોરણોમાં અભ્યાસ કર્યો છે તેને ફરી ધાદ કરીએ.

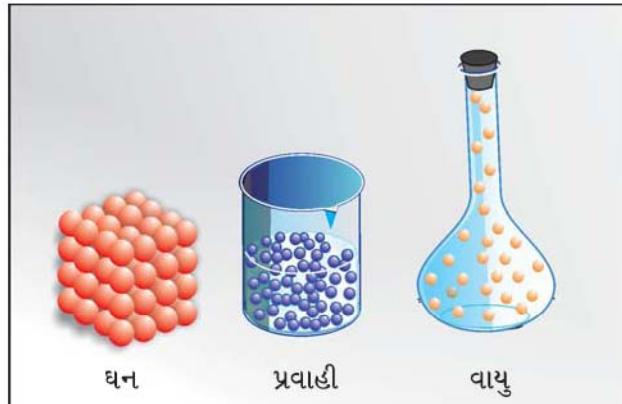
1.2.1 દ્રવ્યની અવસ્થાઓ (State of Matter)

તમે એ પણ જાણો છો કે દ્રવ્ય ત્રણ ભૌતિક અવસ્થાઓ જેવીકે ઘન, પ્રવાહી અને વાયુ તરીકે અસ્તિત્વ ધરાવે છે. દ્રવ્યના ઘનક ક્ષણો આ ત્રણોએ અવસ્થામાં કેવી રીતે રહેલાં હોય છે, તે આકૃતિ 1.1માં દર્શાવેલ છે.

ઘનમાં આ ક્ષણો એકબીજાની ઘણાં જ નજીક હોય છે અને વ્યવસ્થિત કમબદ્ધ રીતે ગોઠવાયેલા હોય છે જેથી તેમની હેરફેર માટેની મુક્તિ વધુ હોતી નથી. પ્રવાહીમાં ક્ષણો એકબીજાની નજીક હોય છે પરંતુ આજુબાજુમાં હરીફરી શકે છે, જ્યારે વાયુમાં ક્ષણો ઘન અને પ્રવાહીની સરખામણીમાં એકબીજાથી ઘણા દૂર હોય છે અને તેમની હેરફેર સરળ અને જડપી હોય છે. આ પ્રકારની ક્ષણોની ગોઠવણીને લીધે દ્રવ્યની જુદી જુદી અવસ્થાઓ નીચે પ્રમાણેની લાક્ષણિકતાઓ દર્શાવે છે.

(i) ઘનને ચોક્કસ કદ અને ચોક્કસ આકાર હોય છે.

(ii) પ્રવાહીને ચોક્કસ કદ હોય છે પણ ચોક્કસ આકાર હોતો નથી. તેમનો આકાર તેમને જે પાત્રમાં ભરવામાં આવે છે તે પ્રમાણેના પાત્ર જેવો હોય છે.



આકૃતિ 1.1 ધન, પ્રવાહી અને વાયુમય અવસ્થામાં કષોળોની ગોઠવણી

(iii) વાયુઓને ચોક્કસ કદ કે ચોક્કસ આકાર હોતા નથી. તેઓને જે પાત્રમાં ભરવામાં આવે તેમાં બધે જ ફેલાઈ જઈ આખા પાત્રને ભરી હે છે.

તાપમાન અને દબાશની પરિસ્થિતિમાં ફેરફાર કરવાથી દ્રવ્યની આ ત્રણ અવસ્થાઓ એકબીજામાં રૂપાંતરિત થઈ શકે છે.



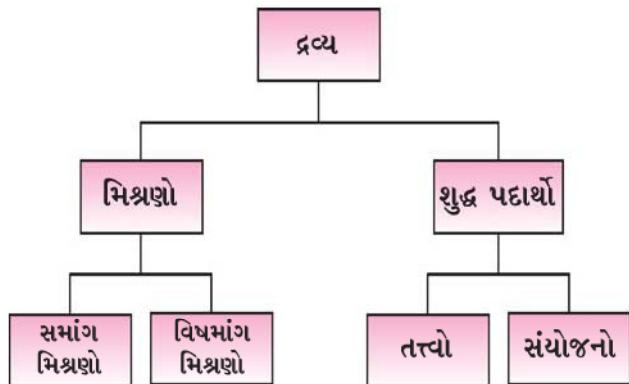
ધનને ગરમ કરતાં સામાન્ય રીતે પ્રવાહીમાં ફેરવાય છે અને પ્રવાહીને વધારે ગરમ કરતાં વાયુમય (અથવા બાધીય) અવસ્થામાં ફેરવાય છે. આનાથી ઉલટા ક્રમમાં વાયુને ઢો કરતાં તે પ્રવાહીકૃત થાય છે અને પ્રવાહીને આગળ ઉપર નંદુ કરતાં તે ધન સ્વરૂપમાં ઠે છે.

1.2.2 દ્રવ્યનું વર્ગીકરણ (Classification of Matter)

તમે ધોરણ-IX (પ્રકરણ-2) માં શીખ્યા છો કે સ્થૂળદર્શિય (macroscopic) અથવા જથ્થામય (bulk) સ્તરે દ્રવ્યને શુદ્ધ પદાર્થો અથવા મિશ્રણ તરીકે વર્ગીકૃત કરી શકાય. આનું ઉપવિભાજન આકૃતિ 1.2માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે કરી શકાય.

જ્યારે પદાર્થના બધા જ ઘટક કષો રાસાયણિક સ્વભાવમાં સરખા જ હોય તો તેને શુદ્ધ પદાર્થ કહે છે. મિશ્રણ ઘણા પ્રકારના કષો ધરાવે છે.

મિશ્રણ બે કે વધારે શુદ્ધ પદાર્થોના કષો ધરાવે છે, જેઓ કોઈપણ ગુણોત્તર પ્રમાણમાં રહેલા હોય છે. આથી તેમનું સંઘટન(Composition) ચલિત હોય છે. શુદ્ધ પદાર્થો જે મિશ્રણ બનાવે છે તેમને મિશ્રણના ઘટક કષો કહે છે. તમારી ચોપાસમાં રહેલા પદાર્થોમાંના મોટાભાગના પદાર્થો



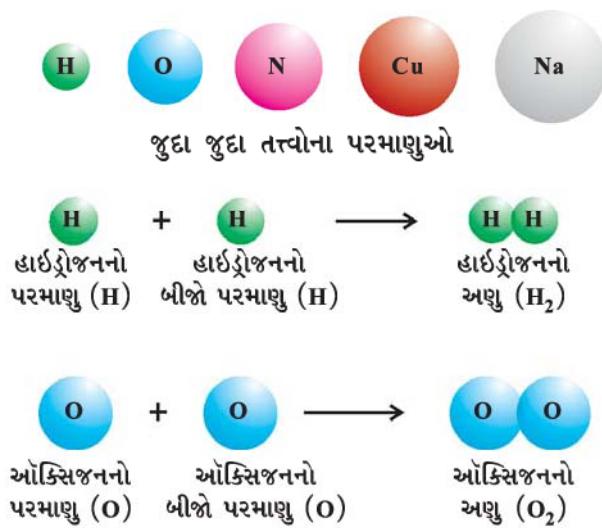
આકૃતિ 1.2 દ્રવ્યનું વર્ગીકરણ

મિશ્રણ છે. ઉદાહરણ તરીકે ખાંડનું પાણીમાં દ્રાવણ, હવા, ચા વગેરે બધા જ મિશ્રણ છે. મિશ્રણ સમાંગ અથવા વિષમાંગ હોઈ શકે છે. સમાંગ મિશ્રણમાં ઘટકો એકબીજા સાથે સંપૂર્ણ રીતે મિશ્ર થાય છે અને તેનું સંઘટન બધે જ એકસમાન (uniform) હોય છે. ખાંડનું દ્રાવણ અને હવા આ રીતે સમાંગ મિશ્રણના ઉદાહરણો છે. આનાથી વિરુદ્ધમાં વિષમાંગ મિશ્રણમાં સંઘટન બધે જ એકસમાન હોતું નથી અને કેટલીક વખત અલગ અલગ ઘટકો જોઈ શકાય છે. ઉદાહરણ તરીકે ક્ષાર (મીઠું) અને ખાંડનું મિશ્રણ. અનાજ અને કઠોળના દાળા સાથે ઘણીવાર કંકરા અથવા માટીના કષો જોવા મળે છે, જે વિષમાંગ મિશ્રણો છે. તમે તમારા રોજિંદા જીવન દરમિયાન આવા ઘણા બધા ઉદાહરણોનો વિચાર કરી શકો છો. અહીંયા એ નોંધવું અગત્યનું છે કે મિશ્રણમાંનાઘટકોને ભૌતિક પદ્ધતિઓ જેવી કે હાથ વડે વીજાવું, ગાળણા, સ્ફટિકીકરણ, નિસ્યંદન વગેરેથી અલગ કરી શકાય.

શુદ્ધ પદાર્થોને મિશ્રણ કરતાં અલગ લાક્ષણિકતાઓ હોય છે. શુદ્ધ પદાર્થોના ઘટક કષોને નિશ્ચિત સંઘટન હોય છે. કોપર, સિલ્વર, ગોલ્ડ, પાણી, ગલુકોજ, શુદ્ધ પદાર્થોના કેટલાક ઉદાહરણો છે. ગલુકોજ કાર્બન, હાઇટ્રોજન અને ઓક્સિજન નિશ્ચિત પ્રમાણમાં ધરાવે છે અને તેના કષો સમાન સંઘટનમાં હોય છે. તેથી અન્ય શુદ્ધ પદાર્થોની જેમ ગલુકોજ નિશ્ચિત સંઘટન ધરાવે છે. વળી તેના ઘટકો-કાર્બન, હાઇટ્રોજન અને ઓક્સિજનને સરળ ભૌતિક પદ્ધતિઓથી અલગ કરી શકતા નથી.

શુદ્ધ પદાર્થોને તત્ત્વ અને સંયોજન તરીકે વધુ વર્ગીકૃત કરી શકાય. તત્ત્વ એક જ પ્રકારના પરમાણુઓ ધરાવે છે. આ કષો પરમાણુઓ કે અણુઓ હોય છે. તમે અગાઉના ધોરણોમાં કરેલા અભ્યાસ પરથી પરમાણુ અને અણુ વિશે માહિતગાર છો.

તેમ છતાં તેમના વિશે વિગતવાર અભ્યાસ એકમ 2માં કરશો. સોડિયમ, કોપર, સિલ્વર, હાઇડ્રોજન, ઓક્સિજન વગેરે તત્ત્વોના કેટલાક ઉદાહરણો છે. આ બધા એક જ પ્રકારના પરમાણુઓ બનેલા છે. આમ છતાં જુદા જુદા તત્ત્વોના પરમાણુઓ સ્વભાવમાં જુદા જુદા હોય છે. સોડિયમ અથવા કોપર જેવા કેટલાક તત્ત્વોમાં એકલ પરમાણુઓ એક સાથે ઘટક તરીકે જોડાયેલા હોય છે, જ્યારે અન્ય કેટલાકમાં ઘટક કણો અણુઓ હોય છે જે બે કે વધારે પરમાણુઓના બનેલા હોય છે. તત્ત્વોમાં બે કે વધારે પરમાણુઓ જોડાઈને તત્ત્વનો અણુ બનાવે છે. આમ, હાઇડ્રોજન, નાઈડ્રોજન અને ઓક્સિજન જેવા વાયુઓ અણુના બનેલા છે. જેમાં તેમના બે પરમાણુઓ જોડાઈને તેમના અનુવર્તી અણુઓ આપે છે. આ આકૃતિ 1.3માં દર્શાવેલ છે.



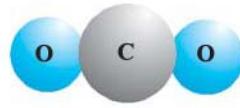
આકૃતિ 1.3 પરમાણુઓ અને અણુઓની રજૂઆત

જ્યારે જુદા જુદા તત્ત્વોના બે કે વધુ પરમાણુઓ સંયોજાય છે ત્યારે સંયોજનનો અણુ મળે છે. વધુમાં સંયોજનના ઘટકોને ભૌતિક પદ્ધતિઓ દ્વારા વધુ સરળ પદાર્થોમાં અલગ કરી શકતા નથી. તેમને રાસાયણિક પદ્ધતિઓ દ્વારા અલગ કરી શકાય છે. આવા કેટલાક સંયોજનોના ઉદાહરણ પાણી, એમોનિયા, કાર્બન ડાયોક્સાઈડ અને ખાંડ વગેરે છે. પાણી અને કાર્બન ડાયોક્સાઈડના અણુ આકૃતિ 1.4માં દર્શાવેલ છે.

નોંધો કે પાણીનો એક અણુ બે હાઇડ્રોજન પરમાણુઓ અને એક ઓક્સિજન પરમાણુ ધરાવે છે. એ જ રીતે કાર્બન ડાયોક્સાઈડનો એક અણુ બે ઓક્સિજન અને એક કાર્બન પરમાણુ



પાણીનો અણુ
(H₂O)



કાર્બન ડાયોક્સાઈડનો અણુ (CO₂)

આકૃતિ 1.4 પાણી અને કાર્બન ડાયોક્સાઈડના અણુઓ

ધરાવે છે. આમ સંયોજનોમાં જુદાં જુદાં તત્ત્વોના પરમાણુઓ નિશ્ચિત હોય છે અને તે નિયત પ્રમાણમાં (ratio) હોય છે, જે-તે સંયોજનની લાક્ષણિકતા છે. વળી સંયોજનના ગુણધર્મો તેના ઘટક તત્ત્વોના ગુણધર્મો કરતાં અલગ હોય છે. ઉદાહરણ તરીકે હાઇડ્રોજન અને ઓક્સિજન બન્ને વાયુઓ છે જ્યારે તેમના સંયોજાવાથી બનેલું સંયોજન એટલે કે પાણી પ્રવાહી છે. એ નોંધવું રસપ્રદ છે કે હાઇડ્રોજન ઘડકા સાથે સળગે છે, જ્યારે ઓક્સિજન દહનનો સહાયક છે; પરંતુ પાણી અભિનશામક તરીકે વપરાય છે.

1.3 દ્રવ્યના ગુણધર્મો અને તેમનું માપન (Properties of Matter and their Measurement)

1.3.1 ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મો (Physical and Chemical Properties)

દરેક પદાર્થને વિશિષ્ટ અથવા લાક્ષણિક ગુણધર્મો હોય છે. આ ગુણધર્મોને બે વિભાગમાં વહેંચી શકાય. ભૌતિક ગુણધર્મો જેવા કે રંગ, વાસ, ગલનબિંદુ, ઉત્કલનબિંદુ વગેરે અને રાસાયણિક ગુણધર્મો જેવા કે સંઘટન, દહનશીલતા, ઓસિડ અને બેંઝ સાથેની પ્રતિક્રિયાત્મકતા વગેરે.

ભૌતિક ગુણધર્મો એવા ગુણધર્મો છે કે જે પદાર્થનું સંઘટન બદલ્યા વગર અથવા તેની ઓળખ બદલ્યા વગર માપી કે અવલોકી શકાય. રાસાયણિક ગુણધર્મોના માપન કે અવલોકન કરવા માટે રાસાયણિક ફેરફાર થવો જરૂરી છે. ભૌતિક ગુણધર્મોના માપન માટે રાસાયણિક ફેરફાર થવો જરૂરી નથી. રાસાયણિક ગુણધર્મોના ઉદાહરણોમાં જુદા જુદા પદાર્થોની લાક્ષણિક પ્રક્રિયાઓ છે. જેમાં ઓસિડિકતા અથવા બેંજિકતા, દહનશીલતા વગેરેનો સમાવેશ થાય છે. રાસાયણિક વિજ્ઞાનીઓ પદાર્થોની વર્તણૂકનું વર્ણન, અર્થધટન પ્રાક્રિક્ષણ તેમના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોના જ્ઞાનના આધારે કરે છે, આ ગુણધર્મોને કાળજીપૂર્વકના માપન અને પ્રાયોગિક રીતે નક્કી

કરેલા હોય છે. નીચેના વિભાગમાં આપણે ભૌતિક ગુણધર્મના માપન વિષે શીખીશું.

1.3.2 ભૌતિક ગુણધર્મોનું માપન (Measurement of Physical Properties)

વૈજ્ઞાનિક સંશોધન માટે ગુણધર્મોનું જથ્થાત્મક માપન જરૂરી હોય છે. દ્રવ્યના ઘણા ગુણધર્મો જેવાં કે લંબાઈ, ક્ષેત્રફળ, કદ વગેરે સ્વભાવે જથ્થાત્મક હોય છે. કોઈ પણ જથ્થાત્મક અવલોકન અથવા માપનને તેની સંખ્યા તથા તેનું માપન કરેલા એકમ સાથે દર્શાવવામાં આવે છે. ઉદાહરણ તરીકે ઓરડાની લંબાઈ 6 m દર્શાવી શકાય. અહીંથાં 6 સંખ્યા છે અને m મીટર દર્શાવે છે જે માપન કરેલ લંબાઈનો એકમ છે.

અગાઉના સમયમાં દુનિયાના જુદા જુદા ભાગોમાં માપનની બે જુદી જુદી પદ્ધતિઓ વપરાતી હતી. ઈંગ્લિશ પદ્ધતિ અને મેટ્રિક પદ્ધતિ. ‘મેટ્રિક પદ્ધતિ’ જેનો ઉદ્ભવ ફાન્સમાં અદારમી સદીના ઉત્તરાર્ધમાં થયેલો તે ઘણી જ અનુકૂળ હતી, કારણ કે તેનો આધાર દર્શાવતું પદ્ધતિ હતો. વૈજ્ઞાનિક સમાજને સમાન પ્રમાણિત પદ્ધતિની જરૂરિયાત જણાઈ. આવી પદ્ધતિ 1960માં પ્રસ્થાપિત થઈ જેની વિગતે ચર્ચા નીચે કરેલી છે :

1.3.3 એકમોની આંતરરાષ્ટ્રીય પદ્ધતિ (International System of Units) (SI)

એકમોની આંતરરાષ્ટ્રીય પદ્ધતિ (ફેન્ચ ભાષામાં Le Systeme International d' - Unite's – ટૂંકાજામાં દર્શાવતાં SI)ને વજન અને માપનની અગિયારમી સામાન્ય સભા (11th General Conference on Weights and Measures (CGPM) (Conference Generale des Poids et Measures માંથી) 1875માં પેરિસમાં હસ્તાક્ષર થયેલી જે મીટર કન્વેન્શન (Meter Convention) તરીકે ઓળખાય છે

કોષ્ટક 1.1 પાયાની ભૌતિક રાશિઓ અને તેમના એકમો

પાયાની ભૌતિક રાશિ	રાશિની સંશા	SI એકમનું નામ	SI એકમની સંશા
લંબાઈ	<i>l</i>	મીટર	m
દળ	<i>m</i>	કિલોગ્રામ	kg
સમય	<i>t</i>	સેકન્ડ	s
વિદ્યુત પ્રવાહ	<i>I</i>	એમ્પ્રિયર	A
ઉભાગતિકીય તાપમાન	<i>T</i>	કેલ્વિન	K
પદાર્થનો જથ્થો	<i>n</i>	મોલ	mol
પ્રદીપ તીવ્રતા	<i>I_v</i>	કન્ડેલા	cd

માપનના આંતરરાષ્ટ્રીય પ્રમાણિતો (માનકો) (Standards) જાળવી રાખવા

એકમની વાખ્યા ધરાવતા એકમોની પદ્ધતિ સમય સાથે બદલાતી રહે છે, જ્યારે કોઈ ચોક્કસ એકમના માપનની ચોક્કસાઈમાં નોંધપાત્ર વધારો થાય છે ત્યારે નવા સિદ્ધાંતોનો સ્વીકાર કરીને મીટર ટ્રીટીના (1875માં હસ્તાક્ષર કરેલ) સભ્ય દેશો તે એકમની ઔપયારિક વાખ્યામાં ફેરફાર માટે સંમત થાય છે.

દરેક આધુનિક ઔદ્યોગિક દેશ જેમાં ભારતનો સમાવેશ થાય છે તેમની નેશનલ મેટ્રોલોજી ઇન્સ્ટિટ્યુટ (NMI) જે એકમોના પ્રમાણિતો(માનકો)ને જાળવે છે. આની જવાબદારી નેશનલ ફીજીકલ લેબોરેટરી(NPL, નવી દિલ્હી)ને સોંપવામાં આવી છે. આ પ્રયોગશાળા, પાયાના એકમોને સાક્ષાત् (realize) કરવા માટે પ્રયોગો પ્રસ્થાપિત કરે છે. પાયાના એકમો, વ્યુત્પિત એકમો અને માપનના રાષ્ટ્રીય એકમોની જાળવકી કરે છે. આ પ્રમાણિતો (માનકો)ને સમયાનુસાર વિશ્વની અન્ય રાષ્ટ્રીય મેટ્રોલોજી ઇન્સ્ટિટ્યુટ સાથે તથા પેરિસમાં આવેલ ઇન્ટરનેશનલ બ્યુરો ઓફ સ્ટાન્ડર્ડ્સમાં પ્રસ્થાપિત કરેલા એકમો સાથે અંદરોઅંદર સરખાવે છે.

તે ઇન્ટર ગવર્નમેન્ટલ ટ્રીટી ઓર્ગનાઇઝેશન તરીકે જે CGPM તરીકે દર્શાવાય છે તે રિખોમેટિક સંખ્યા હતી.

SI પદ્ધતિમાં પાયાના સાત એકમો છે જેની યાદી કોષ્ટક 1.1માં આપેલ છે. આ એકમો સાત મૂળભૂત વૈજ્ઞાનિક રાશિઓને લગતા એકમો છે. અન્ય ભૌતિક રાશિઓ જેવી કે ઝડપ, કદ, ઘનતા વગેરે આ રાશિઓમાંથી ઉપજાવી(derived) શકાય છે.

SI આધ્યારિત એકમોની વ્યાખ્યાઓ કોષ્ટક 1.2માં આપેલી છે.

SI પદ્ધતિમાં ગુણક (multiple) અને ઉપગુણક (submultiples) દર્શાવવા માટે પૂર્વગના ઉપયોગની છૂટ આપે

છે. આ પૂર્વગોની યાદી કોષ્ટક 1.3માં કરેલ છે.

આ પુસ્તકમાં વારંવાર ઉપયોગ કરવાની કેટલીક રાશિઓનો આપણે જડપલેર અભ્યાસ કરીએ.

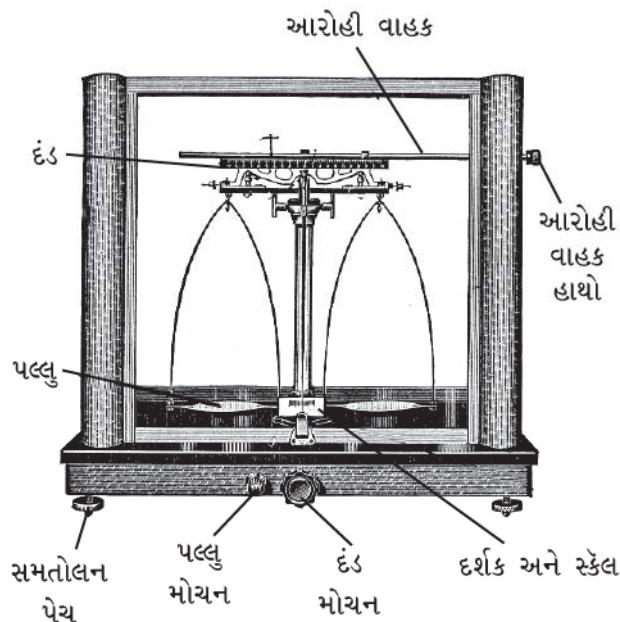
કોષ્ટક 1.2 SI પદ્ધતિના પાયાના એકમોની વ્યાખ્યાઓ

લંબાઈનો એકમ	મીટર	એક સેકન્ડના 1/299 792 458મા ભાગના સમયગાળા દરમિયાન પ્રકાશે શૂન્યાવકાશમાં કાપેલા પથની લંબાઈને મીટર કહે છે.
દળનો એકમ	કિલોગ્રામ	દળનો એકમ કિલોગ્રામ છે. એક કિલોગ્રામના આંતરરાષ્ટ્રીય આદિરૂપ (પ્રોટોટાઇપ) જેટલું દળ.
સમયનો એકમ	સેકન્ડ	એક સેકન્ડ સીજીયમ-133 પરમાણુની ધરા અવસ્થાના બે અતિસ્કૂષ્મ સ્તરોની વચ્ચે થતી સંકાંતિના અનુવર્ત્તી વિકિરણના 9192631770 આવર્તોનો સમયગાળો છે.
વિદ્યુત પ્રવાહનો એકમ	એમ્પિયર	એમ્પિયર એક એવો અચળ પ્રવાહ છે જે બે અનંત લંબાઈના બે સીધા સમાંતર વાહકો જેમના આડહેદ નહિવતું અને શૂન્યાવકાશમાં એક મીટર અંતરે ગોઠવેલા છે અને આ વાહકોની વચ્ચેનું બળ 2×10^{-7} ન્યૂટન પ્રતિ મીટર લંબાઈ પર હોય છે.
ઉભાગતિકીય તાપમાનનો એકમ	કેલ્વિન	ઉભાગતિકીય તાપમાનનો એકમ કેલ્વિન કે જે પાણીના ન્યાયિક નિર્ધિંદુ*ના ઉભાગતિકીય તાપમાનનો 1/273.16 મો ભાગ છે.
પદાર્થનો જથ્થાનો એકમ	મોલ	(1) પ્રણાલીના પદાર્થનો જથ્થો કે જે 0.012 કિલોગ્રામ કાર્બન-12માં રહેલા પરમાણુઓ જેટલી પ્રાથમિક સ્પીસિઝ ધરાવે છે તેને મોલ કહે છે. તેની સંશો મોલ (mol) છે. (2) જ્યારે મોલનો ઉપયોગ કરવામાં આવે ત્યારે પ્રાથમિક સ્પીસિઝનો નિર્દેશ થવો જ જોઈએ. પ્રાથમિક સ્પીસિઝ તરીકે પરમાણુઓ, આણુઓ, આયનો, ઈલેક્ટ્રોન, અન્ય કણો અથવા આવા કોઈપણ કક્ષોનો નિર્દેશિત સમૂહ હોઈ શકે.
પ્રદીપ તીવ્રતાનો એકમ	કેન્ટેલા	કેન્ટેલા 540×10^{12} હટર્ઝ આવૃત્તિગાળા સોતની જ્યોતિ તીવ્રતા છે. જે એકવણી (monochromatic) વિકિરણનું આપેલ દિશામાં ઉત્સર્જન કરે છે અને તેની વિકિરણ તીવ્રતા 1/683 વોટ પ્રતિ સ્ટર્ડિયન તે દિશામાં હોય છે.

* પાણીનું ન્યાયિક નિર્દેશ 0.01 °C અથવા 279.16 k (32.01 °F) છે.

કોષ્ટક 1.3 SI પદ્ધતિમાં વપરાતા પૂર્વગો

ગુણક	પૂર્વગ	સંક્ષા
10^{-24}	યોક્ટો	y
10^{-21}	એપ્ટો	z
10^{-18}	અંટો	a
10^{-15}	ફંટો	f
10^{-12}	પિંકો	p
10^{-9}	નેનો	n
10^{-6}	માઈકો	μ
10^{-3}	મિલિ	m
10^{-2}	સેન્ટિ	c
10^{-1}	ડેસિ	d
10	ડેકા	da
10^2	હેક્ટો	h
10^3	કિલો	k
10^6	મેગા	M
10^9	ગીગા	G
10^{12}	ટેરા	T
10^{15}	પેટા	P
10^{18}	અંકોડા	E
10^{21}	ઝેટા	Z
10^{24}	યોડા	Y



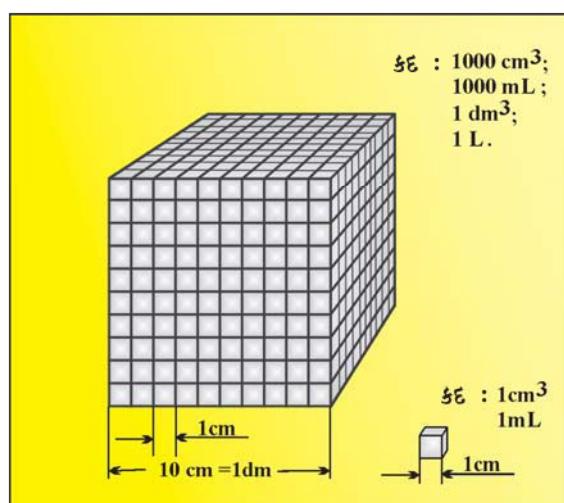
આકૃતિ 1.5 વૈશ્વેષિક તુલા

કદ કહે છે. કદનો એકમ (લંબાઈ)³ છે. આથી SI એકમમાં કદનો એકમ m^3 છે, પરંતુ રાસાયણિક પ્રયોગશાળામાં નાના કદનો ઉપયોગ થાય છે. આથી કદને માટે સેમી³ (cm^3)³ અથવા (ડસીમી)³ (dm^3)³ એકમ વપરાય છે.

સામાન્ય એકમ લિટર (L) જે SI એકમ નથી પણ પ્રવાહીઓના કદના માપનમાં ઉપયોગમાં લેવાય છે.

$$1L = 1000 mL, 1000 cm^3 = 1dm^3$$

આકૃતિ 1.6 આ સંબંધોને તાદ્દશ (visualise) કરવામાં મદદરૂપ થાય છે.



આકૃતિ 1.6 કદ દર્શાવવા વપરાતા જુદા જુદા એકમો

1.3.4 દળ અને વજન (Mass and Weight)

પદાર્થનું દળ તેમાં રહેલ દ્રવ્યનો જથ્થો છે. જ્યારે વજન પદાર્થ પર લાગતું ગુરુત્વાકર્ષણ બળ છે. પદાર્થનું દળ અચણ હોય છે જ્યારે તેનું વજન એક સ્થળેથી બીજા સ્થળે બદલાય છે, કારણ કે ગુરુત્વાકર્ષણ બળ બદલાય છે. આ પદોનો ઉપયોગ કરવામાં તમારે કાળજી રાખવી જોઈશે.

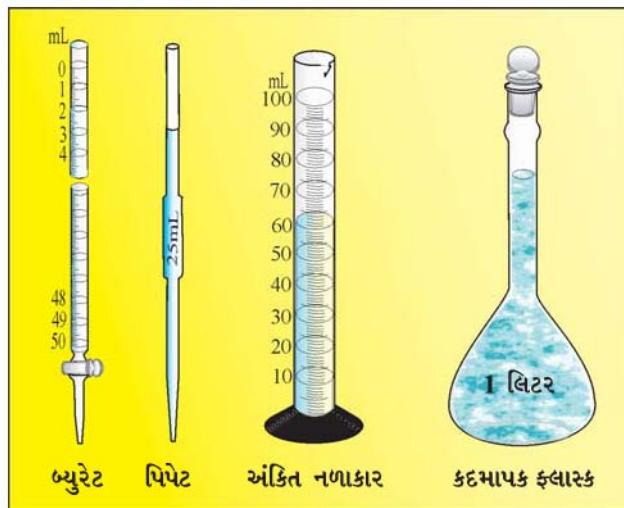
પ્રયોગશાળામાં પદાર્થનું દળ વૈશ્વેષિક (analytical) તુલા વડે (આકૃતિ 1.5) ખૂબ ચોકસાઈથી નક્કી કરી શકાય છે.

દળનો SI એકમ કોષ્ટક 1.1માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે કિલોગ્રામ છે. તેનો આંશિક ભાગ ગ્રામ (1 કિગ્રા = 1000 ગ્રામ) પ્રયોગશાળામાં વપરાય છે. કારણ કે રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓમાં રસાયણોનો નાનો જથ્થો વપરાય છે.

1.3.5 કદ (Volume)

કોઈ પદાર્થ વડે અવકાશમાં રોકાયેલ જગ્યાને તે પદાર્થનું

પ્રયોગશાળામાં પ્રવાહી કે દ્રાવણના કદ અંકિત નણાકાર, બ્યુરેટ, પિપેટ વગેરેથી માપી શકાય છે. કદમાપક ફ્લાસ્કનો ઉપયોગ દ્રાવણનું જ્ઞાત કદ તૈયાર કરવામાં ઉપયોગી છે. આ માપનના સાધનો આકૃતિ 1.7માં દર્શાવેલ છે.



આકૃતિ 1.7 કેટલાક કદમાપક સાધનો

1.3.6 ઘનતા (Density)

બે ગુણધર્મો - દળ અને કદ કે જેની ચર્ચા અગાઉ કરવામા આવી છે, તેમની વચ્ચે નીચે પ્રમાણે સંબંધ છે.

$$\text{ઘનતા} = \frac{\text{દળ}}{\text{કદ}}$$

પદાર્થની ઘનતા પ્રતિ એકમ કદના જથ્થાનું દળ છે. આથી ઘનતાનો SI એકમ નીચે પ્રમાણે મેળવી શકાય.

$$\text{ઘનતાનો SI એકમ} = \frac{\text{દળનો SI એકમ}}{\text{કદનો SI એકમ}}$$

$$= \frac{kg}{m^3} \text{ અથવા } kg m^{-3}$$

આ એકમ ઘણો મોટો હોવાથી રસાયણશાસ્ત્રી મુખ્યત્વે ઘનતાને $g cm^{-3}$ માં દર્શાવે છે, જ્યાં દળ ગ્રામમાં અને કદ સેમી³ માં દર્શાવેલ હોય છે. પદાર્થની ઘનતા તેના કણો એકબીજાથી કેટલા નજીક ગોઠવાયેલા છે તે કહે છે. જો ઘનતા વધારે હોય તો તેનો અર્થ એમ થાય છે કે તેમાં રહેલા કણો એકબીજાની વધારે નજીક ગોઠવાયેલા હોય છે.

1.3.7 તાપમાન (Temperature)

તાપમાન માપવા માટે ત્રણ સામાન્ય માપકમ છે : $^{\circ}\text{C}$ (અંશ સેલ્સિયસ), $^{\circ}\text{F}$ (અંશ ફેરનહીટ) અને K (કેલ્વિન).

અહીંથાં K, SI એકમ છે. આ માપકમ પર આધારિત થર્મોમીટર આકૃતિ 1.8માં દર્શાવેલા છે. સામાન્ય રીતે સેલ્સિયસ માપકમવાળા થર્મોમીટર 0° થી 100° સુધી અંકિત કરેલા હોય છે. જેમાં આ બંને તાપમાનો અનુકૂલે પાણીના ઢારબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ છે.

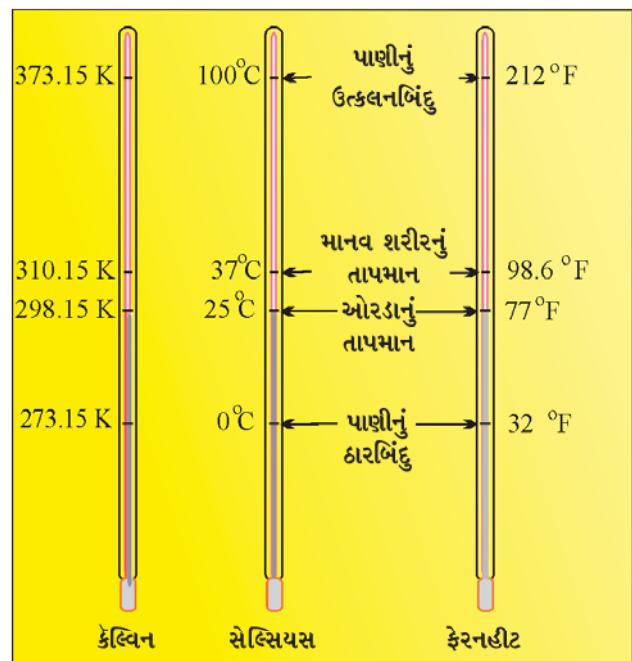
બંને માપકમના તાપમાન એકબીજા સાથે નીચેનો સંબંધ ધરાવે છે :

$$^{\circ}\text{F} = \frac{9}{5} (^{\circ}\text{C}) + 32$$

કેલ્વિન માપકમ સેલ્સિયસ માપકમ સાથે નીચે પ્રમાણે સંબંધિત છે :

$$\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273.15$$

એ નોંધવું રસપ્રદ છે કે 0°C થી નીચેનું તાપમાન (ત્રણ મૂલ્યો) સેલ્સિયસ માપકમમાં શક્ય છે, પરંતુ કેલ્વિન માપકમમાં તાપમાનનું ત્રણ મૂલ્ય શક્ય નથી.



આકૃતિ 1.8 જુદા જુદા તાપમાન માપકમના થર્મોમીટર

1.4 માપનમાં અનિશ્ચિતતા (Uncertainty in Measurement)

રસાયણવિજ્ઞાનમાં વ્યક્તિએ ઘણી વાર પ્રાયોગિક પરિણામો અને સૈદ્ધાંતિક ગણતરીઓ સાથે સંકળાવું પડે છે. સંખ્યાઓને અનુકૂલતા પ્રમાણે સ્વીકારવા માટે અર્થપૂર્ણ રસ્તાઓ છે અને

संदर्भ मानक

માપનના એકમો જેવા કે કિલોગ્રામ અથવા મીટર
વ્યાખ્યાયિત કર્યા પછી વૈજ્ઞાનિકો સંદર્ભ માનક માટે સંમત
થયા. આ સંદર્ભ માનકથી બધા જ માપન સાધનોને અંકિત
કરવાનું શક્ય બને. વિશ્વસનીય માપન મેળવવા માટે બધા
જ સાધનો જેવાં કે મીટર સ્ટીટક અને વૈશ્વેષિક તુલા તેમના
ઉત્પાદકો દ્વારા અંકિત કરે છે જેથી સાચા વાંચન આંક
(Readings) મળે. આ બધા જ સાધનો કોઈ સંદર્ભ સાથે
અંકિત કરેલા હોય છે. દળનો માનક 1889થી કિલોગ્રામ છે
તેની વ્યાખ્યા કરવામાં આવી છે કે તે પ્લેટિનમ-ઇરીડિયમ
(Pt-Ir)ના નળાકર જે ફાન્સના બ્યુરો ઓફ વેઇટ્સ અને
મેઝર્સ ઇન સીવર્સ ખાતે હવાચુસ્ત બરણીમાં રાખેલો છે,
તેના દળ જેટલું દળ. Pt - Ir ની પસંદગી આ માનક માટે
કરવામાં આવેલી કારણ કે તે રાસાયણિક હુમલા(attack)-ની
સામે ઉચ્ચ પ્રતિરોધક છે અને તેનું દળ ઘણા લાંબા સમય
સૂધી બદલાતું નથી.

વैજ्ञानिकો દળ માટે નવા માનકની શોधમાં છે. આને માટે એવોગોડ્રો અચળાંકના ચોક્કસ માપન મારફતે પ્રયત્ન કરે છે. આ નવા માનક માટેનું કાર્ય પદાર્થના યોગ્ય રીતે વ્યાખ્યાયિત દળમાં રહેલા પરમાણુઓનું ચોક્કસ માપન છે. આમાંની એક પદ્ધતિ જેમાં ક્ષ-ડિરણોનો ઉપયોગ કરીને અતિશુદ્ધ સિલિકેનના સ્ફટિકની પરમાણવીય ઘનતા નક્કી કરવાનું છે. આમાં 10^6 ભાગમાં 1 ભાગ જેટલી ચોક્કસાઈ છે. આમ છતાં હજુ સુધી તેને માનક તરીકે સ્વીકારવામાં આવેલ નથી. આ ઉપરાંત અન્ય પદ્ધતિઓ પણ છે, પરંતુ તેમાંની એકેચર Pt-Ir નણાકારનું સ્થાન લઈ શકે તેમ નથી. બેશક આ દશકામાં ફેરફારો અપેક્ષિત છે.

મીટર મૂળભૂત રીતે 0°C (273.15 K) તાપમાને રાખેલ Pt-Ir સણિયા પરના બે ચિહ્નો વચ્ચેની લંબાઈ છે. 1960માં મીટરને કિલોમીટરના ઉત્તર્વજીત પ્રકાશની તરંગલંબાઈના 1.65076373×10^6 ગણા તરીકે દર્શાવાયેલ. જો કે આ સંખ્યા ગુંચવાડા ભરેલી લાગવાથી લંબાઈનો એકમ અગાઉ પ્રમાણે મીટર જ રાખેલ છે.

મીટરને 1983માં CGPM દ્વારા ફરીથી વ્યાખ્યાપિત કરવામાં આવેલા તે પ્રમાણે સેકન્ડના 1/299792458માં ભાગના સમયગાળા દરમિયાન શૂન્યાવકાશમાં પસાર થયેલા પ્રકાશની પથ લંબાઈ. લંબાઈ અને દણની જેમ અન્ય ભૌતિક રાશિઓના પણ સંદર્ભ માનક હોય છે.

તેથી પરિણામોને શક્ય તેટલી કક્ષાએ ચોકસાઈથી હકીકતરૂપે રજૂ કરી શકાય છે. આ વિચારોને નીચે પ્રમાણે વિગતવાર વર્ણાવ્યા છું.

1.4.1 वैशानिक संकेत (Scientific Notations)

આટલા બધા શૂન્ય ગણવા અથવા લખવા ઘડીભર તો
મશકરી જેવું લાગે પણ આવી સંઘા માટે સરવાળો, બાદબાકી,
ગુણાકાર, ભાગાકાર જેવા સાદા ગાણિતીય કારકોનો ઉપયોગ
ખરેખર પડકારરૂપ બને છે. જો તમારે આ પડકાર સ્વીકારવા
માટે ઉપર પ્રમાણેની કોઈ પડા બે સંઘાઓનો ઉપયોગ કરી કોઈ
પડા એક કારકને લાગુ પાડો તો તમને ખ્યાલ આવશે કે આવી
સંઘાઓ સાથેની ગણતરી કેટલી મશ્કેલ હોય છે.

આ સમયાનું નિરાકરણ વૈજ્ઞાનિક સંકેતના ઉપયોગથી પ્રાપ્ત કરી શકાયેલ છે. એટલે કે ઘાતાંકીય સંકેતો જેમાં કોઈ પણ સંખ્યાને $N \cdot 10^n$ તરીકે દર્શાવી શકાય. જ્યાં n ધન કે ઋગણ મૂલ્ય ધરાવતો ઘાતાંકીય (exponential) છે અને N (પદ આંકડાઓ) 1,000... અને 9,999... વચ્ચે બદલાય છે.

આમ આપણો 232.508 ને વૈજ્ઞાનિક સંકેતમાં 2.32508×10^2 તરીકે દર્શાવી શકીએ. એ નોંધવું જોઈએ કે દશાંશચિહ્ન ડાબી તરફ બે સ્થાન જે 10 ના ઘાતાં 2 બારાબર વૈજ્ઞાનિક સંકેતમાં છે.

તે જ પ્રમાણે 0.00016 ને 1.6×10^{-4} તરીકે લખી શકાય. અહીંથી દર્શાવિએ ચાર સ્થાન જમણી બાજુ ખસેડવાનું છે અને (-4) એ વૈજ્ઞાનિક સંકેતમાં ઘાતાંક છે.

હવે વૈજ્ઞાનિક સંકેતમાં દર્શાવેલ સંખ્યાઓ પર કોઈ પણ ગાણિતિક કિયા કરતા પહેલા નીચેના મુદ્દાઓ ધ્યાનમાં રાખવાના હોય છે.

ગુણાકાર અને ભાગાકાર :

આ બે ડિયાઓ માટે ઘાતાંકીય સંખ્યા માટેના જે નિયમો છે તે જ લાગુ પડશે એટલે કે,

$$(5.6 \times 10^5) \times (6.9 \times 10^8) = (5.6 \times 6.9) (10^{5+8}) \\ = (5.6 \times 6.9) \times 10^{13} \\ = 38.64 \times 10^{13} \\ = 3.864 \times 10^{14}$$

$$(9.8 \times 10^{-2}) \times (2.5 \times 10^{-6}) = (9.8 \times 2.5) (10^{-2+(-6)}) \\ = 24.50 \times 10^{-8} \\ = 2.450 \times 10^{-7}$$

$$\frac{2.7 \times 10^{-3}}{5.5 \times 10^4} = (2.7 \div 5.5) (10^{-3-4}) = 0.4909 \times 10^{-7} \\ = 4.909 \times 10^{-8}$$

સરવાળો અને બાદબાકી :

આ બન્ને ડિયાઓ માટે સંખ્યાઓને એવી રીતે લખવામાં આવે છે જેથી તેમના ઘાતાંક સરખા દર્શાવાય. ત્યારબાદ ગુણાંક (coefficient) ઉમેરવામાં કે બાદ (જરૂરિયાત પ્રમાણે) કરવામાં આવે છે.

આમ, 6.65×10^4 અને 8.95×10^3 નો સરવાળો કરવા માટે 6.65×10^4 અને 0.895×10^4 લખી બનેના ઘાતાંક (10^4) સરખા કરવામાં આવે છે. આથી આ સંખ્યાઓને નીચે પ્રમાણે ઉમેરી શકાય :

$$(6.65 + 0.895) \times 10^4 = 7.545 \times 10^4$$

તે જ પ્રમાણે બે સંખ્યાની બાદબાકી નીચે દર્શાવ્યા પ્રમાણે કરી શકાય :

$$2.5 \times 10^{-2} - 4.8 \times 10^{-3} \\ = (2.5 \times 10^{-2}) - (0.48 \times 10^{-2}) \\ = (2.5 - 0.48) \times 10^{-2} = 2.02 \times 10^{-2}$$

1.4.2 અર્થસૂચક (સાર્થક) અંકો (Significant Figures)

દરેક પ્રાયોગિક માપન સાથે થોડા પ્રમાણમાં અનિશ્ચિતતા સંકળાયેલી હોય છે, જેનું કારણ માપનકર્તા સાધનની મર્યાદા અને માપનકર્તા વ્યક્તિનું કૌશલ્ય છે. ઉદાહરણ તરીકે એક વસ્તુનું દળ સામાન્ય તુલાથી માપતા તે 9.4 g મળી આવે

છે. આ જ વસ્તુનું દળ વૈશ્વેષિકતુલાથી માપતા તે 9.4213 g મળે છે. વૈશ્વેષિક તુલાથી માપેલ વજન સાદી તુલાથી માપેલ વજન કરતા સહેજ વધારે આવે છે. આથી સાદીતુલાથી કરેલા માપનમાં અંક 4 ને દર્શાંશ ચિહ્ન પછી મૂકવામાં આવે છે તે અનિશ્ચિત છે.

પ્રાયોગિક કે ગણતરી કરેલ મૂલ્યોમાં રહેલી અનિશ્ચિતતાને અર્થસૂચક અંકોની સંખ્યા દ્વારા દર્શાવી કરી શકાય છે. અર્થસૂચક અંક અર્થપૂર્વી અંક છે. જે ચોકસાઈપૂર્વક જ્ઞાત હોય છે. અનિશ્ચિતતાનો નિર્દેશ કેટલાક અંક લખીને કરવામાં આવે છે. જેમાં છેલ્લો અંક અનિશ્ચિત ગણાય છે. આમ, ધારો કે આપણે 11.2 mL લખીએ તો 11 નિશ્ચિત છે અને 2 અનિશ્ચિત છે અને છેલ્લા અંકની અનિશ્ચિતતા ± 1 થશે. જો કોઈ રીતે નિવેદિત કરેલું હોય નહિ તો અનિશ્ચિતતા સામાન્ય રીતે છેલ્લા અંકમાં ± 1 તરીકે સમજવામાં આવે છે.

અર્થસૂચક અંકના અંક નક્કી કરવા માટે કેટલાક નિયમો છે. આ નિયમો નીચે પ્રમાણે નિવેદિત કરવામાં આવ્યા છે :

- (1) બધા જ શૂન્ય સિવાયના અંક અર્થસૂચક છે. ઉદાહરણ તરીકે 285 cm માં ત્રણેય અંક અર્થસૂચક છે અને 0.25 mL માં બે અર્થસૂચક અંકો છે.
- (2) શૂન્ય સિવાયના અંકની આગળનો શૂન્ય અંક અર્થસૂચક હોતો નથી. આવા શૂન્ય માત્ર દર્શાંશચિહ્નનું સ્થાન દર્શાવે છે. આમ 0.03ને એક જ અર્થસૂચક અંક છે જ્યારે 0.0052ને બે અર્થસૂચક અંકો છે.
- (3) શૂન્ય સિવાયના બે અંકોની વચ્ચેના શૂન્ય અંકો અર્થસૂચક છે. આમ, 2.005માં ચાર અર્થસૂચક અંકો છે.
- (4) સંખ્યાની જમણી બાજુના છેડા પર શૂન્ય હોય તો તે અર્થસૂચક ગણાય છે, જો તે દર્શાંશચિહ્નની જમણી બાજુએ આવેલા હોય તો. ઉદાહરણ તરીકે 0.200 g માં ત્રણ અર્થસૂચક અંકો છે. પરંતુ દર્શાંશચિહ્ન સિવાયની સંખ્યામાં જમણી બાજુ આવેલા શૂન્ય અર્થસૂચક નથી. ઉદાહરણ તરીકે 100 માં માત્ર એક જ સાર્થક અંક છે, પરંતુ 100. માં ત્રણ સાર્થક અંક છે તથા 100.0 માં ચાર સાર્થક અંકો છે. આવી સંખ્યાઓને વૈજ્ઞાનિક નિરૂપણમાં વધારે સારી રીતે દર્શાવી શકાય છે. આપણે એક સાર્થક અંક માટે 100 ને 1×10^2 તરીકે, બે સાર્થક અંકો માટે 1.0×10^2 તરીકે અને ત્રણ સાર્થક અંકો માટે 1.00×10^2 તરીકે દર્શાવી શકીએ છીએ.

(5) વસ્તુની સંખ્યાની ગણતરી કરવામાં, ઉદાહરણ તરીકે 2 દા અથવા 20×10^2 અને અનંત સાર્થક અંકો છે. કારણ કે તે ચોક્કસ સંખ્યા છે અને તેમને દર્શાંશ ચિહ્ન મૂક્યા પછી શૂન્યની અનંત સંખ્યાઓ લખીને રજૂ કરી શકાય છે એટલે $2 = 2.000000$ અથવા $20 = 20.000000$

જ્યારે અંકને વૈજ્ઞાનિક સંકેત પદ્ધતિમાં લખવામાં આવે છે ત્યારે બધા અંકો અર્થસૂચક હોય છે.

દા.ત., 4.01×10^2 ને ત્રણ અર્થસૂચક અંકો અને 8.256×10^3 ને ચાર અર્થસૂચક અંકો છે.

તેમ છતાં પરિણામો હંમેશા ચોક્કસ અને પરિશુદ્ધ હોવા જોઈએ. જ્યારે આપણે માપનની વાત કરીએ છીએ ત્યારે ચોક્કસાઈ (accuracy) અને પરિશુદ્ધતા (precision)ના સંદર્ભમાં વિચારીએ છીએ.

પરિશુદ્ધિનો સંદર્ભ એક જ જથ્થાના જુદા જુદા માપન વચ્ચે નજીકપણા (closeness)નો હોય છે, જ્યારે ચોક્કસાઈ એ મળેલા પરિણામનું સાચા પરિણામ સાથેનું સહમતપણું (agreement) દર્શાવે છે. ઉદાહરણ તરીકે એક પરિણામનું સાચું મૂલ્ય 2.00 ગ્રામ છે અને કોઈ એક વિદ્યાર્થી 'A' બે માપન કરે છે અને તે 1.95 g અને 1.93 g છે. આ મૂલ્યો પરિશુદ્ધ છે, કારણ કે એકબીજાની ઘણા જ નજીક છે પણ તે ચોક્કસ નથી. બીજો વિદ્યાર્થી 'B' પ્રયોગ ફરીવાર કરે છે અને તે માપનમાં 1.94 g અને 2.05 g પરિણામો મેળવે છે. આ પરિણામો પરિશુદ્ધ પણ નથી અને ચોક્કસ પણ નથી. જ્યારે તૃજો વિદ્યાર્થી 'C' ફરી પ્રયોગ કરે છે અને બે પરિણામો 2.01 g અને 1.99 g રજૂ કરે છે. આ પરિણામો પરિશુદ્ધ અને ચોક્કસ એમ બન્ને છે. આને વધુ સ્પષ્ટતાથી કોઈક 1.4માં આપેલ માહિતીથી વધારે સારી રીતે સમજ શકશે.

કોષ્ટક 1.4 પરિશુદ્ધતા અને ચોક્કસાઈ દર્શાવવી માહિતી

માપન/g			
	1	2	સરેરાશ (g)
વિદ્યાર્થી A	1.95	1.93	1.940
વિદ્યાર્થી B	1.94	2.05	1.995
વિદ્યાર્થી C	2.01	1.99	2.000

અર્થસૂચક અંકનો સરવાળો અને બાદબાકી :

પરિણામોમાં મળતા અંકો બન્ને મૂળ અંકોથી દર્શાંશચિહ્નની જમણી બાજુના અંક કરતાં વધારે હોઈ શકે નહિ.

12.11

18.0

1.012

31.122

અહીંથા 18.0ને દર્શાંશચિહ્ન પછી એક જ અર્થસૂચક અંક છે અને તેથી પરિણામને દર્શાંશચિહ્નથી જમણી બાજુ એક અંક સુધી દર્શાવાય છે. તેથી 31.122ને 31.1 તરીકે દર્શાવવી પડે.

અર્થસૂચક અંકના ગુણાકાર અને ભાગાકાર :

આ બન્ને કિયાઓમાં પણ પરિણામના અર્થસૂચક અંકને મૂળ સંખ્યાના અર્થસૂચક અંકથી વધારે અંકમાં દર્શાવી શકાય નહિ.

$$2.5 \times 1.25 = 3.125$$

2.5ને બે અર્થસૂચક અંક હોવાથી પરિણામને બે કરતાં વધારે અર્થસૂચક અંકથી દર્શાવાય નહિ. આથી 3.125ને બદલે 3.1 જ ગણાય.

ઉપર દર્શાવેલ ગાણિતીક કિયાઓના ઉપયોગથી મળેલા પરિણામો સીમિત (limiting) રીતે દર્શાવવા માટે નીચેની બાબતો સંખ્યાના સંનિકટન (rounding off) માટે ધ્યાનમાં રાખવી જરૂરી છે.

- (1) જો જમણી બાજુનો સૌથી છેલ્લો અંક 5 કરતાં વધારે હોય તો તેને દૂર કરી તેની આગળના અંકમાં 1નો વધારો કરવામાં આવે છે. જેમ કે, 1.386માં જો 6ને દૂર કરવો હોય તો આપણે સંનિકટન 1.39 કરવું પડે.
- (2) જો જમણી બાજુનો અંક 5 કરતાં ઓછો હોય તો તેને દૂર કરવામાં આવે છે પણ તેની આગળના અંકમાં ફેરફાર થતો નથી. જેમકે 4.334. જો 4ને દૂર કરીએ તો સંનિકટન પરિણામ 4.33 થાય.
- (3) જો જમણી બાજુનો સૌથી છેલ્લો અંક 5 હોય તથા તેની પહેલાનો અંક બેકી અંક હોય તો 5ને દૂર કરતાં આગળના અંકમાં ફેરફાર કરવામાં આવતો નથી, પરંતુ જો 5ની પહેલાનો અંક એકી હોય તો આગળનો અંક 1થી વધારવામાં આવે છે. ઉદાહરણ તરીકે 6.35ના છેલ્લા અંકનું સંનિકટન કરીએ તો આપણે 3ને બદલે 4 ગણવા પડે જેથી પરિણામ 6.4 ગણાય. પરંતુ જો 6.25નું સંનિકટન કરીએ તો 6.2 તરીકે ગણાય.

1.4.3 પરિમાણાત્મક પૃથક્કરણ (Dimensional Analysis)

ગણતરી કરતી વખતે ઘણી વખત અંકમોને એક પદ્ધતિમાંથી બિજી પદ્ધતિમાં ફેરવવા પડે છે. આ કરવા માટે વપરાતી પદ્ધતિને અવયવ ચિહ્નિત પદ્ધતિ (factor label method) અથવા એકમ અવયવ (unit factor method) પદ્ધતિ અથવા પરિમાણાત્મક પૃથક્કરણ (dimensional analysis) કહે છે.

ઉદાહરણ :

ધૂતુનો એક ટુકડો 3 ઇંચ (ઇંચને in વડે દર્શાવાય છે) લાંબો છે. તેની લંબાઈ cmમાં કેટલી હશે ?

ઉકેલ :

આપણે જાણીએ છીએ કે 1 in = 2.54 cm.

આ સમતુલ્યતાને આધારે લખી શકાય કે

$$\frac{1 \text{ in}}{2.54 \text{ cm}} = 1 = \frac{2.54 \text{ cm}}{1 \text{ in}}$$

આમ, $\frac{1 \text{ in}}{2.54 \text{ cm}}$ બરાબર 1 થાય છે અને $\frac{2.54 \text{ cm}}{1 \text{ in}}$ બરાબર પણ 1 થશે.

આ બન્ને એકમ અવયવો કહેવાય છે. જો કોઈ સંખ્યાને આ એકમ અવયવ (એટલે કે 1) વડે ગુણીએ તો કોઈ અસર પડશે નહિએ.

ધારો કે 3 inને એકમ અવયવ વડે ગુણવામાં આવે તો

$$3 \text{ in} = 3 \text{ in} \times \frac{2.54 \text{ cm}}{1 \text{ in}} = 3 \times 2.54 \text{ cm} \\ = 7.62 \text{ cm}$$

હવે એકમ અવયવ કે જેના વડે ગુણાકાર કરવામાં આવશે તે એકમ અવયવ $\frac{2.54 \text{ cm}}{1 \text{ in}}$ (ઉપરની બાબતમાં) થશે. આથી ઈચ્છિત એકમ મળશે. એટલે કે અંશ ઈચ્છિત પરિણામમાં જરૂરી બનશે.

એ પણ નોંધવું જોઈએ કે ઉપરના ઉદાહરણામાં એકમોને બીજી સંખ્યાના ભાગ તરીકે લઈ શકાય, તેને રદ કરી શકાય, ભાગી શકાય, ગુણી શકાય વગેરે. આને માટે આપણે એક ઉદાહરણનો અભ્યાસ કરીએ.

ઉદાહરણ :

એક જગ(jug)માં 2 L દૂધ છે. દૂધનું કદ m^3 માં ગણો.

ઉકેલ :

$$1 \text{ L} = 1000 \text{ cm}^3 \text{ અને } 1 \text{ m} = 100 \text{ cm}$$

$$\text{જેથી આપણને મળશે } \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} = 1 = \frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}}$$

ઉપરના એકમ અવયવોમાંના m^3 માં મેળવવા માટે પ્રથમ એકમ અવયવ લેવો પડશે અને પછી તેનો ઘન કરવો પડશે.

$$\left(\frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}}\right)^3 \Rightarrow \frac{1 \text{ m}^3}{10^6 \text{ cm}^3} = (1)^3 = 1$$

$$\text{હવે } 2 \text{ L} = 2 \times 1000 \text{ cm}^3$$

ઉપરનાને એકમ અવયવ વડે ગુણવામાં આવે છે.

$$2 \times 1000 \text{ cm}^3 = \frac{1 \text{ m}^3}{10^6 \text{ cm}^3} = \frac{2 \text{ m}^3}{10^3} \\ = 2 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

ઉદાહરણ :

બે દિવસની સેકન્ડ કેટલી થાય ?

ઉકેલ :

અહીંયા આપણે જાણીએ છીએ કે 1 દિવસ = 24 કલાક

(h) અથવા

$$\frac{1 \text{ દિવસ}}{24 \text{ h}} = 1 = \frac{24 \text{ h}}{1 \text{ દિવસ}}$$

$$\text{હવે } 1 \text{ h} = 60 \text{ min}$$

$$\text{અથવા } \frac{1 \text{ h}}{60 \text{ min}} = 1 = \frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}}$$

આથી 2 દિવસને સેકન્ડમાં ફેરવતાં,

$$\text{એટલે કે } 2 \text{ દિવસ} = \text{ સેકન્ડ}$$

એકમ અવયવને એક $\frac{1}{24}$ તબક્કામાં શ્રેણીમાં ગુણાકાર કરતાં,

$$2 \text{ દિવસ} \times \frac{24 \text{ h}}{1 \text{ દિવસ}} \times \frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}} \times \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} \\ = 2 \times 24 \times 60 \times 60 \text{ s} \\ = 172800 \text{ s}$$

1.5 રાસાયણિક સંયોગીકરણના નિયમો (Laws of Chemical Combinations)

તત્વોના સંયોગીકરણથી સંયોજનની રચના નીચે દર્શાવેલ પાયાના પાંચ નિયમોને આધીન છે :

1.5.1 દળ સંચયનો નિયમ (Law of Conservation of Mass)



અન્ટોની લેવોઝિયર
(1743–1794)

આ નિયમ અન્ટોની લેવોઝિયરે (Antoine Lavoisier) 1789માં રજૂ કર્યો હતો. તેણે દહનપ્રક્રિયાઓનો કાળજીપૂર્વક પ્રાયોગિક અભ્યાસ કર્યો અને તે તારણ પર પહોંચ્યો કે બધા જ ભौતિક અને રાસાયણિક ફેરફારોમાં પ્રક્રિયા દરમાન દળમાં કોઈ પરિણામી ફેરફાર થતો નથી. તેથી તે એ તારણ પર પહોંચ્યા કે દ્વારનું સર્જન કે વિનાશ થઈ શકતો નથી. આને ‘દળ સંચયનો નિયમ’ કહે છે. આ નિયમ રાસાયણવિજ્ઞાનમાં થ્યેલા કેટલાક પશ્ચાત્ વિકાસમાં પાયારૂપ બન્યો છે. આ નિયમ જ પ્રક્રિયકો અને નીપજોના ચોક્કસ દળના માપન અને લેવોઝિયરે કાળજીપૂર્વક કરેલા યોજનાબદ્ધ પ્રયોગોનું પરિણામ હતું.

1.5.2 નિશ્ચિત પ્રમાણનો નિયમ (Law of Definite Proportion)

આ નિયમ ફેન્ચ રસાયણશાસ્ત્રી જોસેફ પ્રાઉસ્ટ (Joseph Proust) દ્વારા રજૂ થયેલો. તેમણે નિવેદિત કર્યું કે, આપેલ સંયોજન હંમેશાં વજનથી સરખા પ્રમાણમાં તત્ત્વો ધરાવે છે.



જોસેફ પ્રાઉસ્ટ
(1754–1826)

પ્રાઉસ્ટ કોપર કાર્બોનેટના બે નમૂના સાથે કાર્ય કરેલું જેમાંનો એક કુદરતી સોતમાંથી અને બીજો સાંશ્લેષિત હતો. અને નોંધ્યું કે નીચે દર્શાવ્યા પ્રમાણો બન્ને નમૂનામાં રહેલા તત્ત્વોનું સંઘટન (composition) સરખ્યું છે.

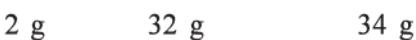
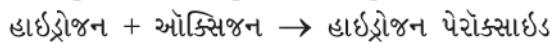
	કોપરના %	ઓક્સિજનના %	કાર્બનના %
કુદરતી નમૂનો	51.35	9.74	38.91
સાંશ્લેષિત નમૂનો	51.35	9.74	38.91

આમ સોત ગમે તે પ્રકારનો હોવા છતાં પણ આપેલ સંયોજનમાં સમાન તત્ત્વો સરખા પ્રમાણમાં રહેલા હોય છે. આ નિયમનું વાજબીપણું જુદા જુદા પ્રયોગોથી સાબિત થયેલું છે. કેટલીક વખત તે નિશ્ચિત સંઘટનના નિયમ તરીકે દર્શાવાય છે.

1.5.3 ગુણક પ્રમાણનો નિયમ (Law of Multiple Proportion)

આ નિયમ ડાલ્ટન (Dalton) 1803માં રજૂ કર્યો હતો. આ નિયમ પ્રમાણો, જ્યારે બે તત્ત્વો સંયોજાઈને એક કરતાં વધારે સંયોજનો બનાવે છે ત્યારે એક તત્ત્વના દળ, બીજા તત્ત્વના સંયોજાતા નિશ્ચિત (fixed) દળ સાથે જોડાય છે તે નાની પૂર્ણાક સંખ્યાના ગુણોત્તરમાં હોય છે.

ઉદાહરણ તરીકે હાઇડ્રોજન ઓક્સિજન સાથે સંયોજાઈને બે સંયોજનો પાણી અને હાઇડ્રોજન પેરોક્સાઈડ બનાવે છે.



અહીંથા ઓક્સિજનના દળ (16 g અને 32 g) જે હાઇડ્રોજનના નિશ્ચિત દળ (2 g) સાથે સંયોજાય છે, તે સાથે ગુણોત્તર દર્શાવે છે. એટલે કે 16 : 32 અથવા 1 : 2.

1.5.4 ગે લ્યુસેકનો વાયુમય કદનો નિયમ (Gay Lussac's Law of Gaseous Volumes)

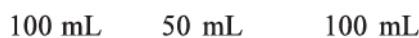
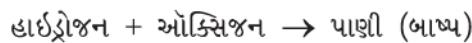
આ નિયમ ગે લ્યુસેક (Gay Lussac) 1808માં રજૂ કર્યો હતો. તેણે અવલોકન કર્યું કે જ્યારે રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં

વાયુઓ સંયોજાય છે અથવા ઉત્પન્ન થાય છે ત્યારે જો વાયુઓ સમાન તાપમાને અને દબાજો હોય તો તેમના કદ સાદો ગુણોત્તર દર્શાવે છે.



જોસેફ લુસેક
ગે લ્યુસેક

આમ, 100 mL હાઇડ્રોજન 50 mL ઓક્સિજન સાથે સંયોજાય તો 100 mL પાણીની બાધ મળે છે.



આમ હાઇડ્રોજન અને ઓક્સિજનના કદ (100 mL અને 50 mL) જ્યારે સંયોજાય છે, ત્યારે તેમના કદનો સાદો ગુણોત્તર 2 : 1 હોય છે.

ગે લ્યુસેકનો કદના સંયોજવાના સંબંધમાં પૂર્ણાક ગુણોત્તર હકીકતમાં કદથી નિશ્ચિત પ્રમાણનો નિયમ છે. અગાઉ સમજાવેલ નિશ્ચિત પ્રમાણનો નિયમ દળના અનુસંધાનમાં હતો. ગે લ્યુસેકના નિયમને યોગ્ય રીતે એવોગ્ઝ્રોના કાર્યોના આધારે 1811માં સમજાવવામાં આવ્યો હતો.

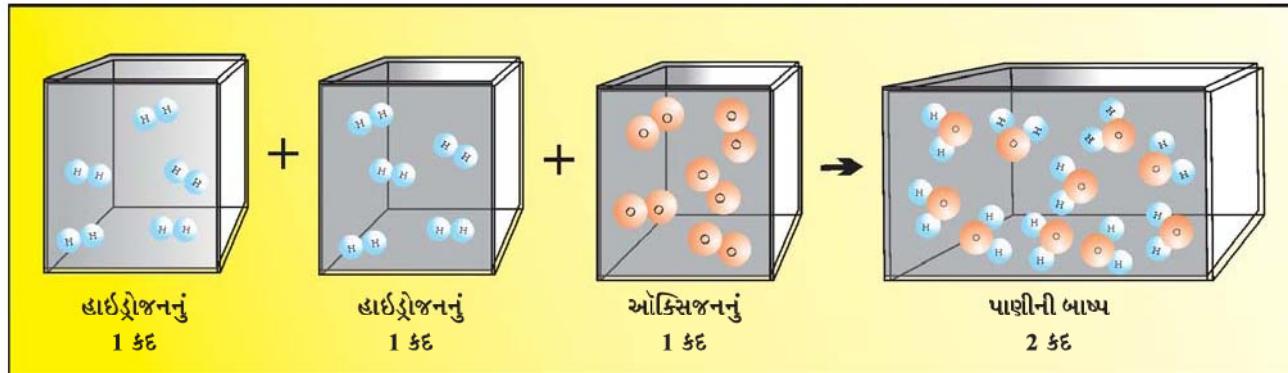
1.5.5 એવોગ્ઝ્રો નિયમ (Avogadro Law)

એવોગ્ઝ્રોએ 1811માં સૂચયું કે સમાન તાપમાને અને દબાજો વાયુઓના સમાન કદ, સમાન સંખ્યામાં અણુઓ ધરાવે છે. એવોગ્ઝ્રોએ પરમાણુ અને આણુ વચ્ચે ભેદ સમજાવ્યો, જે હાલના સમયમાં સ્પષ્ટ સમજ શકાય તેમ છે. આપણે હાઇડ્રોજન અને ઓક્સિજનના સંયોજવાથી પાણી બનવાની પ્રક્રિયાનો ફરી વિચાર કરીએ તો કહી શકાય કે હાઇડ્રોજનના બે કદ ઓક્સિજનના એક કદ સાથે સંયોજાય છે અને બે કદ પાણી મળે છે અને પ્રક્રિયા પાખ્યા વિનાનો ઓક્સિજન રહેતો નથી.

એ નોંધો કે આણુની આણૂતિ 1.9માં દર્શાવેલ દરેક પેટીમાં આણુની સંખ્યા સરખી છે. ખરેખર એવોગ્ઝ્રો ઉપરના પરિણામોને આણુ બહુપરમાણવીય હોય છે, તેમ સ્વીકારીને સમજાવી શક્યા હોત, જો હાઇડ્રોજન અને ઓક્સિજનને દ્વિપરમાણવીય ગણ્યા હોત. જેમ હાલના સમયમાં સ્વીકારાયેલ છે, તો ઉપરોક્ત પરિણામો સરળતાથી સમજ શકાય, પરંતુ તે સમે ડાલ્ટન અને અન્ય વૈજ્ઞાનિકો માનતા હતા કે એક જ પ્રકારના પરમાણુઓ એકબીજા સાથે સંયોજાઈ શકે નહિ અને



લોરેન્ઝો રોમેનો એમ્બ્રિદો
કાર્લો એવોગ્ઝ્રો
એરીકાર્લો
(1776-1856)



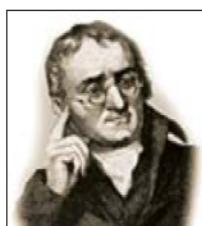
આકૃતિ 1.9 હાઈડ્રોજનના બે કદ ઓક્સિજનના એક કદ જોડાઈ બે કદ પાણીની બાધ્ય આપે છે.

હાઈડ્રોજન કે ઓક્સિજનના બે પરમાણુ ધરાવતો અણુ સંભવી શકે નથી. એવોગ્ઝ્રોની દરખાસ્ત ફેન્ચ **Journal de Physique**માં પ્રકાશિત થયેલી અને તે સાચી હોવા છતાં પણ તેને ખાસ ટેકો મળ્યો ન હતો.

ત્યારબાદ આશરે 50 વર્ષ પછી 1860માં જર્મનીના કર્લશ્રુહે (Karlshruhe)માં મળેલી રાસાયણવિજ્ઞાનની પ્રથમ આંતરરાષ્ટ્રીય કોન્ફરન્સની સભાએ કેટલાક ઠરાવો કર્યા હતા. આ સભામાં સ્ટેનીસલાઓ કેનિજારો (Stanislao Cannizzaro) એ રાસાયણિક તત્વજ્ઞાનના અભ્યાસનો એક સ્કેચ રજૂ કર્યો હતો, જેથી એવોગ્ઝ્રોના કાર્યની અગત્યને મહત્વ અપાયું.

1.6 ડાલ્ટનનો પરમાણૂવીય સિદ્ધાંત (Dalton's Atomic Theory)

દ્રવ્ય નાના અવિભાજ્ય કણો a-tomio (જેનો અર્થ થાય છે કે અવિભાજ્ય)નું પગેરું ગ્રીક તત્વજ્ઞાની ડેમોક્રિટસ (Democritus) (ઈ.પૂ. 460–370) સુધી જાય છે. અને આ કેટલાક પ્રાયોગિક અભ્યાસના પરિણામ સ્વરૂપે ફરી પ્રગટ થયું જે ઉપરના નિયમો તરફ દોરી ગયું.



જોન ડાલ્ટન
(1776–1884)

1. દ્રવ્ય અવિભાજ્ય પરમાણુઓનું બનેલું છે.
2. આપેલ તત્વના બધા જ પરમાણુઓ સમાન ગુણધર્મ ધરાવે છે, જેમાં સમાન દળનો પણ સમાવેશ થાય છે. જુદા જુદા તત્વોના પરમાણુઓના દળ જુદા જુદા હોય છે.
3. જ્યારે જુદા જુદા તત્વોના પરમાણુઓ કોઈ નિશ્ચિત પ્રમાણમાં (ગુણોત્તરમાં) જોડાય છે ત્યારે સંયોજન બને છે.
4. રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં પરમાણુઓની ફેરગોઠવણીનો

સમાવેશ થાય છે. તેને રાસાયણિક પ્રક્રિયા દરમિયાન ઉત્પન્ન કરી શકતો નથી અથવા નાશ કરી શકતો નથી.

ડાલ્ટનનો સિદ્ધાંત રાસાયણિક સંયોજનના નિયમો સમજાવી શકે છે. તેમ છતાં તે વાયુમય કદના નિયમો સમજાવી શકતો નથી. પરમાણુના સંયોજાવા માટેનું કારણ પણ પુરુ પાડતો નથી. આનો જવાબ અન્ય વૈજ્ઞાનિકો દ્વારા પાછળથી આપવામાં આવ્યો હતો.

1.7 પરમાણૂવીય અને આણીવીયદળ (Atomic and Molecular Masses)

પરમાણુ અને અણુ વિશે કાંઈક ખ્યાલ આવ્યા પછી એ અહીંથી એ યોગ્ય છે કે આપણે પરમાણૂવીય અને આણીવીય દળો એટલે શું તે સમજાયે.

1.7.1 પરમાણૂવીયદળ (Atomic Mass)

પરમાણૂવીયદળ અથવા પરમાણુનું દળ હક્કિતમાં ઘણું ઓછું હોય છે. કારણ કે પરમાણુ અતિ નાના હોય છે. હાલમાં આપણે ખૂબ જ આધુનિક પદ્ધતિ દા.ત., દળ સ્પેક્ટ્રોમિતી, જેના ઉપયોગથી વધુ ચોક્સાઈથી પરમાણૂવીયદળ નક્કી કરી શકીએ છીએ, પરંતુ ઓગાણીસમી સદીમાં વૈજ્ઞાનિકો એક પરમાણુનું દળ બીજા પરમાણુની સાપેક્ષમાં પ્રાયોગિક રીતે અગાઉ દર્શાવ્યા પ્રમાણે નક્કી કરી શક્યા હતા. હાઈડ્રોજન જે સૌથી હલકો પરમાણુ છે તેનું અડસહે દળ 1 ગણવામાં આવ્યું. (કોઈ પણ એકમ વગર) અને બીજા પરમાણુના દળ તેની સાપેક્ષમાં દર્શાવવામાં આવ્યા હતા. પરમાણૂવીયદળની હાલની પદ્ધતિમાં કાર્બન-12ને પ્રમાણિત ગણી તેના આધારે અન્યના દળ દર્શાવાય છે. આ માટેની સંમતિ 1961માં સધાર્ય હતી. કાર્બન-12 કાર્બનનો એક સમસ્થાનિક છે, જેને ^{12}C તરીકે દર્શાવાય છે. આ પદ્ધતિમાં ^{12}C નું દળ 12 પરમાણૂવીયદળ એકમ (atomic mass unit - amu) નક્કી કરવામાં આવ્યું અને બીજા બધા જ પરમાણુના દળ આની સાપેક્ષમાં નક્કી કરવામાં આવેલ છે. એક પરમાણૂવીયદળ એકમ (amu)ની વ્યાખ્યા આ રીતે આપી

શકાય છે તે કાર્બન-12 પરમાણુના દળના $\frac{1}{12}$ અંશ (ભાગ) જેટલો છે.

$$1 \text{ amu} = 1.66056 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$\text{હાઇડ્રોજન પરમાણુનું દળ} = 1.6736 \times 10^{-24} \text{ g}$$

આથી હાઇડ્રોજનનું amu એકમમાં દળ

$$= \frac{1.6736 \times 10^{-24}}{1.66056 \times 10^{-24}}$$

$$= 1.0078 \text{ amu}$$

$$\approx 1.0080 \text{ amu}$$

તે જ પ્રમાણે ઓક્સિજન-16નું (^{16}O) દળ 15.995 amu થશે.

હાલમાં amuના સ્થાને u લખાય છે. જેને એકીકૃત દળ (unified mass) કહે છે.

આપણે જ્યારે ગણતરીમાં તત્ત્વના પરમાણવીયદળ લઈએ ત્યારે ખરેખર તત્ત્વના સરેરાશ પરમાણવીયદળ લઈએ છીએ જે નીચે પ્રમાણે સમજાવેલ છે.

1.7.2 સરેરાશ પરમાણવીયદળ (Average Atomic Mass)

કુદરતી રીતે મળતા ઘણા તત્ત્વો એક કરતાં વધારે સમસ્થાનિક ધરાવતા હોય છે, જ્યારે આપણે આ સમસ્થાનિકોનું અસ્તિત્વ અને તેમની સાપેક્ષ પ્રચુરતા (ટકામાં પ્રમાણ) ધ્યાનમાં લઈએ તો તેના પરથી તત્ત્વનું સરેરાશ પરમાણવીયદળ ગણી શકીએ. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો કાર્બન ગ્રામ સમસ્થાનિક ધરાવે છે. તેમના દળ અને તેમની સાપેક્ષ પ્રચુરતા તે દરેકની સામે નીચેના કોષ્ટકમાં દર્શાવેલ છે :

સમસ્થાનિક	સાપેક્ષ પ્રચુરતા (%)	પરમાણવીયદળ (amu)
^{12}C	98.892	12
^{13}C	1.108	13.00335
^{14}C	2×10^{-10}	14.00317

ઉપરની માહિતી પરથી કાર્બનનું સરેરાશ પરમાણવીયદળ નીચે દર્શાવ્યા પ્રમાણે મળશે :

$$(0.98892)(12 \text{ u}) + (0.01108)(13.00335 \text{ u}) + (2 \times 10^{-10})(14.00317 \text{ u}) = 12.011 \text{ u}$$

આ જ પ્રમાણો બીજા તત્ત્વોના સરેરાશ પરમાણવીયદળની ગણતરી કરી શકીએ. તત્ત્વોના આવર્તકોષ્ટકમાં જુદા જુદા તત્ત્વોના દર્શાવેલ પરમાણવીયદળ ખરેખર સરેરાશ પરમાણવીયદળ જ છે.

1.7.3 આણવીયદળ (Molecular Mass)

આણવીયદળ એક અણુમાં રહેલા બધા જ તત્ત્વોના પરમાણવીય- દળના સરવાળા બરાબર હોય છે. તે દરેક તત્ત્વના પરમાણવીયદળ અને દરેક પરમાણુની સંખ્યાનો ગુણાકાર કરીને તે બધાનો સરવાળો કરી મેળવી શકાય છે. ઉદાહરણ તરીકે મિથેનનું આણવીયદળ ગણતાં મિથેન જેમાં એક કાર્બન પરમાણુ અને ચાર હાઇડ્રોજન પરમાણુ છે. તેના પરથી નીચે મુજબ મેળવી શકાય છે.

મિથેનનું આણવીયદળ :

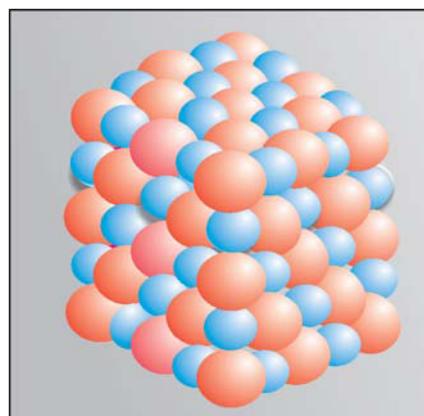
$$(\text{CH}_4) = (12.011 \text{ u}) + 4(1.008 \text{ u}) \\ = 16.043 \text{ u}$$

તે જ પ્રમાણે પાણી (H_2O)નું આણવીયદળ

$$= 2 \times \text{હાઇડ્રોજનનું પરમાણવીયદળ} + \\ 1 \times \text{ઓક્સિજનનું પરમાણવીયદળ} \\ = 2 \times (1.008 \text{ u}) + 16.00 \text{ u} \\ = 18.02 \text{ u}$$

1.7.4 સૂત્રદળ (Formula Mass)

કેટલાક પદાર્થો જેવાં કે સોડિયમ ક્લોરાઇડ તેમના બંધારણીય એકમ તરીકે સ્વતંત્ર અણુ ધરાવતા નથી. આવા સંયોજનોમાં ધન (સોડિયમ) અને ઋણ (ક્લોરાઇડ) સ્પીસિઝ આકૃતિ 1.10માં દર્શાવ્યા મુજબ ન્યિપરિમાણીય રચનામાં ગોઠવાયેલા છે.



આકૃતિ 1.10 સોડિયમ ક્લોરાઇડમાં Na^+ અને Cl^- આયનોનું પેક્ઝિંગ

એ નોંધવું જોઈએ કે સોડિયમ ક્લોરાઇડમાં દરેક Na^+ , 6 Cl^- વડે ધેરાયેલ હોય છે અને દરેક Cl^- , 6 Na^+ વડે ધેરાયેલ હોય છે.

NaCl નું સૂત્ર તેનું સૂત્રદળ ગણવા માટે વપરાય છે. આણવીયદળ ગણતરીને બદલે સૂત્રદળ ગણવામાં આવે છે. કારણ કે ધન સ્થિતિમાં સોડિયમ ક્લોરાઇડ એકાંકી સ્પીસિઝ તરીકે હોતું નથી.

$$\begin{aligned} \text{આથી સોઝિયમ ક્લોરાઇડનું સૂત્રદળ} &= \text{સોઝિયમનું} \\ \text{પરમાણુવીયદળ} + \text{ક્લોરિનનું} \text{ પરમાણુવીયદળ} & \\ = 23.0 \text{ u} + 35.5 \text{ u} &= 58.5 \text{ u} \end{aligned}$$

કોષ્ટકો 1.1

ગ્લુકોজ ($C_6H_{12}O_6$) અણુનું આણવીયદળ ગણો.

ઉકેલ : ગ્લુકોજ ($C_6H_{12}O_6$) અણુનું આણવીયદળ

$$\begin{aligned} &= 6(12.011 \text{ u}) + 12(1.008 \text{ u}) + 6(16.00 \text{ u}) \\ &= 72.066 \text{ u} + 12.096 \text{ u} + 96.00 \text{ u} \\ &= 180.162 \text{ u} \end{aligned}$$

1.8 મોલ સંકલ્પના અને મોલરદળ (Mole Concept and Molar Mass)

પરમાણુઓ અને અણુઓ કદમાં અતિ સૂક્ષ્મ છે અને કોઈ પણ પદાર્થના નાના જથ્થામાં પણ તેમની સંખ્યા ઘણી જ વધારે હોય છે. આવી વિશાળ સંખ્યા માટે તેની માત્રા જેવો કોઈ સમાન એકમ જરૂરી બને છે.

આપણે એક ડાન એટલે 12 નંગ, એક કોડી એટલે 20 નંગ અને એક ગ્રોસ એટલે 144 નંગ એમ દર્શાવીએ છીએ. સૂક્ષ્મ સ્તરે સ્પીસિઝ (પરમાણુઓ / અણુઓ / કણો / ઇલેક્ટ્રોન / આયનો વગેરે)ને ગણવા માટે મોલ સંકલ્પનાનો ઉપયોગ કરીએ છીએ.

SI પદ્ધતિમાં મોલ(Mole) (સંજ્ઞા તરીકે mol)ને પદાર્થના જથ્થા માટેની પાયાની સાતમી રાશિ દાખલ કરવામાં આવી.

એક મોલ એટલે પદાર્થનો એટલો જથ્થો કે જે 12 g (અથવા 0.012 kg) ^{12}C સમસ્થાનિકમાં રહેલા પરમાણુઓ અથવા સ્પીસિઝ ધરાવે છે. એના પર ખાસ ભાર મૂકીએ કે પદાર્થનો એક મોલ એટલે કોઈ પણ પદાર્થમાં રહેલા પછી તે ગમે તે હોય તો પણ સરખી સંખ્યામાં સ્પીસિઝ ધરાવે છે. ખૂબ જ પરિશુદ્ધતાથી આ સંખ્યા નક્કી કરવા માટે દળ સ્પેક્ટ્રોમીટરની મદદથી કાર્બન-12 પરમાણુનું દળ નક્કી કરવામાં આવ્યું હતું અને તેનું મૂલ્ય $1.992648 \times 10^{-23} \text{ g}$ હતું. આપણે જાણીએ છીએ કે એક મોલ કાર્બનનું વજન 12 g છે. આથી તેમાં રહેલા પરમાણુની સંખ્યા નીચે પ્રમાણે થશે :

$$\frac{12 \text{ g/mol } ^{12}\text{C}}{1.992648 \times 10^{-23} \text{ g } ^{12}\text{C} \text{ પરમાણુ}}$$

$$= 6.0221367 \times 10^{23} \text{ પરમાણુઓ/મોલ}$$

એક મોલમાં રહેલી સ્પીસિઝની સંખ્યા એટલી અગત્યની હતી કે તેને અલગ નામ અને સંજ્ઞા આપવામાં આવ્યા. વૈજ્ઞાનિક

એમિડો એવોગ્નોના સન્માનરૂપે તે એવોગ્નો અચળાંક તરીકે ઓળખાય છે અને N_A સંજ્ઞાથી દર્શાવાય છે. આ અંકની બૃહદ્તા(largeness)ની કદર કરવા માટે આપણે તેને દસના ઘાતાંકમાં લખવાને બદલે બધા જ શૂન્ય સાથે લખીએ તો,

$$60221367000000000000000000000000$$

આમ, કોઈ પણ પદાર્થની આટલી મોટી સંખ્યામાં સ્પીસિઝ (પરમાણુ/અણુ અથવા બીજા કોઈ પણ કણો) તે પદાર્થનો એક મોલ કહેવાય છે.

આથી આપણે કહી શકીએ કે એક મોલ હાઇડ્રોજન પરમાણુ એટલે 6.022×10^{23} હાઇડ્રોજન પરમાણુઓ.

એક મોલ પાણીના અણુ = 6.022×10^{23} પાણીના અણુઓ.

1 મોલ સોઝિયમ ક્લોરાઇડ = 6.022×10^{23} સોઝિયમ ક્લોરાઇડના સૂત્ર એકમો

મોલની વ્યાખ્યા આખ્યા પછી કોઈ પણ પદાર્થના અથવા તેના ઘટક સ્પીસિઝનું 1 મોલ દળ જાણવું સરળ બન્યું છે. પદાર્થના 1 મોલનું ગ્રામમાં દર્શાવેલ દળ તેનું મોલર દળ કહેવાય છે. ગ્રામમાં મોલર દળ સંખ્યાની દસ્તિએ પરમાણુવીય/આણવીય/સૂત્રદળ (પ એકમમાં) જેટલું થાય છે.

પાણીનું મોલર દળ = 18.02 g mol^{-1} અને સોઝિયમ ક્લોરાઇડનું મોલર દળ = 58.5 g mol^{-1}

1.9 બંધારણીય (સંઘટનીય) ટકાવારી

(Percentage Composition)

હજુ સુધી આપણે આપેલ નમૂનામાં હાજર સ્પીસિઝની સંખ્યા સાથે સંકળાપેલ હતા. પરંતુ ઘણી વખત સંયોજનમાં રહેલા તત્ત્વોના ટકા પણ જાણવા જરૂરી બને છે. ધારો કે તમને કોઈ નવું અથવા અજ્ઞાત સંયોજન આપવામાં આવેલ છે. તો તમે પ્રથમ પ્રશ્નો પૂછ્યશો કે તેનું સૂત્ર શું છે ?



આકૃતિ 1.11 જુદા જુદા પદાર્થની એક મોલ

અને તેના ઘટકો શું છે ? અને ક્યા પ્રમાણમાં તે પદાર્થમાં રહેલાં છે ? જ્ઞાત સંયોજન માટે પણ આવી માહિતી વડે શુદ્ધ નમૂનામાં રહેલા તત્ત્વોની ટકાવારી ગણતરી પ્રમાણોની છે કે નહિ તેને તપાસી શકીએ છીએ. બીજા શબ્દોમાં, પ્રાપ્ત માહિતીના પૃથક્કરણ પરથી આપેલ નમૂનાની શુદ્ધતા પારખી શકીએ છીએ.

આ સમજવા માટે આપેલા પાણી(H₂O)નાં નમૂનાનું ઉદાહરણ લઈએ. પાણીમાં હાઇડ્રોજન અને ઓક્સિજન બે જ તત્ત્વો રહેલા હોવાથી તેમનું ટકાવારી પ્રમાણ નીચે પ્રમાણે ગાળી શકીએ :

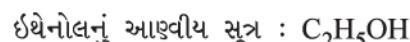
$$\text{તત્ત્વની દળ ટકાવારી} = \frac{\text{સંયોજનમાં તે તત્ત્વનું દળ}}{\text{સંયોજનનું મોલર દળ}} \times 100$$

$$\text{પાણીનું મોલર દળ} = 18.02 \text{ g}$$

$$\begin{aligned}\text{હાઇડ્રોજનનું દળ \%} &= \frac{2 \times 1.008}{18.02} \times 100 \\ &= 11.18\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{ઓક્સિજનનું દળ \%} &= \frac{16.00}{18.02} \times 100 \\ &= 88.79\end{aligned}$$

આપણે એક વધુ ઉદાહરણ લઈએ. ઇથેનોલમાં કાર્ਬન, હાઇડ્રોજન અને ઓક્સિજનના કેટલા ટકા છે ?



ઇથેનોલનું મોલર દળ

$$\begin{aligned}&= (2 \times 12.01 + 6 \times 1.008 + 16.00) \text{ g} \\ &= 46.068 \text{ g}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{કાર્બનનું દળ \%} &= \frac{24.02 \text{ g}}{46.068 \text{ g}} \times 100 \\ &= 52.14 \%\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{હાઇડ્રોજનનું દળ \%} &= \frac{6.048 \text{ g}}{46.068 \text{ g}} \times 100 \\ &= 13.13 \%\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{ઓક્સિજનનું દળ \%} &= \frac{16.00 \text{ g}}{46.068 \text{ g}} \times 100 \\ &= 34.73 \%\end{aligned}$$

દળ ટકાવારીની ગણતરી કરવાની સમજણ બાદ આપણે હવે જોઈએ કે ટકાવાર સંઘટન માહિતી પરથી શું જાણકારી પ્રાપ્ત થાય છે.

1.9.1 આંગ્વીય સૂત્ર માટે પ્રમાણસૂચક સૂત્ર (Empirical Formula for Molecular Formula)

પ્રમાણસૂચક સૂત્ર સંયોજનમાં રહેલા જુદા જુદા પરમાણુઓની પૂર્ણ સંખ્યાનો સરળ ગુણોત્તર દર્શાવે છે, જ્યારે આંગ્વીય સૂત્ર સંયોજનના અણુમાં રહેલા જુદા જુદા પ્રકારના પરમાણુઓની ચોક્કસ સંખ્યા દર્શાવે છે.

જો સંયોજનમાં રહેલા જુદા જુદા તત્ત્વોની દળ ટકાવારી જાણતા હોઈએ તો તેનું પ્રમાણસૂચક સૂત્ર નક્કી કરી શકીએ છીએ. જો મોલર દળ જ્ઞાત હોય તો આંગ્વીય સૂત્ર પણ મેળવી શકીએ છીએ. નીચેનું ઉદાહરણ તેની સમજણ આપે છે.

કોયડો 1.2

એક સંયોજન 4.07 % હાઇડ્રોજન, 24.47 % કાર્બન અને 71.65 % ક્લોરિન ધરાવે છે. તેનું મોલર દળ 98.96 g mol⁻¹ છે. તેના પ્રમાણસૂચક અને આંગ્વીય સૂત્રો શું હશે ?

ઉકેલ :

સોપાન-1 : દળ ટકાને ગ્રામમાં ફેરવવા :

આપણાને ટકાવારી પ્રાપ્ત છે તો શરૂઆતથી 100 g નમૂનો લેવો વધુ અનુકૂળ પડશે. આમ ઉપરના સંયોજનના 100 ગ્રામ નમૂનામાં 4.07 g હાઇડ્રોજન હાજર છે, 24.27 g કાર્બન હાજર છે અને 71.65 g ક્લોરિન હાજર છે.

સોપાન-2 : દરેક તત્ત્વને મોલ સંખ્યામાં ફેરવો :

ઉપર મળેલા જુદા જુદા તત્ત્વોના દળને તેને અનુવર્ત્તી પરમાણીય દળ વડે ભાગીને તત્ત્વના મોલમાં ફેરવો.

$$\text{હાઇડ્રોજનના મોલ} = \frac{4.07 \text{ g}}{1.008 \text{ g}} = 4.04$$

$$\text{કાર્બનના મોલ} = \frac{24.27 \text{ g}}{12.01 \text{ g}} = 2.021$$

$$\text{ક્લોરિનના મોલ} = \frac{71.65 \text{ g}}{35.453 \text{ g}} = 2.021$$

સોપાન-3 : ઉપરની ગણતરીમાં મળેલ મોલની સંખ્યાનો સૌથી નાની સંખ્યા વડે ભાગાકાર કરો.

અહીં સૌથી નાની કિંમત 2.021 છે તેથી તેના વડે ભાગાકાર કરતાં તે H:C:Cl માટે 2:1:1 ગુણોત્તર આવશે.

જો આ ગુણોત્તર પૂર્ણાંક ના હોય તો કોઈ યોગ્ય ગુણાંક વડે ગુણીને પૂર્ણ સંખ્યામાં ફેરવો.

સોપાન-4 : દરેક તત્ત્વની સંખ્યા લખી તેને અનુરૂપ સંખ્યા લખી પ્રમાણસૂચક સૂત્ર લખો.

આમ, CH_2Cl ઉપરના સંખોજનનું પ્રમાણસૂચક સૂત્ર થશે.

સોપાન-5 : આઇવીય સૂત્ર લખવું.

(a) પ્રમાણસૂચક સૂત્રનું દળ નક્કી કરો. પ્રમાણસૂચક સૂત્રમાં હાજર રહેલા જુદા જુદા પરમાણુઓના પરમાઇવેલનો સરવાળો કરો.

CH_2Cl માટે પ્રમાણસૂચક સૂત્ર પ્રમાણે દળ

$$12.01 + 2 \times 1.008 + 35.453$$

= 49.48 g થશે.

(b) મોલર દળને પ્રમાણસૂચક દળ વડે ભાગો :

$$\frac{\text{મોલર દળ}}{\text{પ્રમાણસૂચક દળ}} = \frac{98.96 \text{ g}}{49.48 \text{ g}}$$

$$= 2 = (n)$$

(c) પ્રમાણસૂચક સૂત્રને ઉપર પ્રમાણે મેળવેલ n વડે ગુણો જેથી આઇવીય સૂત્ર મળશે.

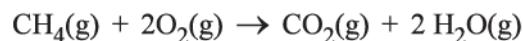
પ્રમાણસૂચક સૂત્ર = CH_2Cl , n = 2

∴ આઇવીય સૂત્ર = $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$ થશે.

1.10 તત્વયોગમિતિ અને તત્વયોગમિતિય ગણતરીઓ (Stoichiometry and Stoichiometric Calculations)

Stoichiometry (તત્વયોગમિતિ) શબ્દ બે ગ્રીક શબ્દો પરથી લેવામાં આવેલ છે : Stoichion (અર્થ છે તત્વ) અને metron (અર્થ છે માપન). આમ, તત્વયોગમિતિ રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં સમાવિષ્ટ પ્રક્રિયકો અને નીપાજોના દળની ગણતરી (કેટલીક વખત કદ) સાથે સંકળાયેલ છે. રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં જરૂરી પ્રક્રિયકોના જથ્થાની કે પ્રાપ્ત થતી નીપાજોના જથ્થાની ગણતરી કેવી રીતે થાય તેની સમજૂતી મેળવીએ તે પહેલા આપણો આપેલ પ્રક્રિયાના સમતોલિત રાસાયણિક સમીકરણ પરથી શું માહિતી પ્રાપ્ત કરી શકીએ છીએ તેનો

અભ્યાસ કરીએ. આપણો મિથેનના દહનને ગણતરીમાં લઈએ. આ પ્રક્રિયા માટે સમતોલિત સમીકરણ નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :



અહીંયા મિથેન અને ડાયોક્સાઈડ અને પાણી નીપાજો કહેવાય છે. એ નોંધવું જરૂરી છે કે ઉપરની પ્રક્રિયામાં બધા જ પ્રક્રિયકો અને નીપાજો વાયુઓ છે. આ માટે દરેકના સૂત્રની પાછળ કૌસમાં અક્ષર (g) લખવામાં આવે છે અને તે પ્રમાણે ઘન અને પ્રવાહી માટે અનુક્રમે અક્ષર (s) અને (l) લખવામાં આવે છે.

O_2 અને H_2O માટે ગુણાંક 2 તત્વયોગમિતિય ગુણાંક કહેવાય છે, તે જ પ્રમાણે CH_4 અને O_2 નો તત્વયોગમિતિય ગુણાંક 1 છે. તેઓ પ્રક્રિયામાં ભાગ લેતા અને પ્રક્રિયામાં બનતા પદાર્થના અણુઓની (અને મોલની પણ) સંખ્યા દર્શાવે છે. આમ ઉપર પ્રમાણેની રાસાયણિક પ્રક્રિયા અનુસાર,

- $\text{CH}_4(\text{g})$ નો એક મોલ $\text{O}_2(\text{g})$ નાં બે મોલ સાથે પ્રક્રિયા કરી $\text{CO}_2(\text{g})$ નો એક આણુ અને $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ ના બે આણુ આપે છે.
- $\text{CH}_4(\text{g})$ નો એક આણુ $\text{O}_2(\text{g})$ ના બે આણુ સાથે પ્રક્રિયા કરે છે અને $\text{CO}_2(\text{g})$ એક આણુ અને $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ ના બે આણુ આપે છે.
- $\text{CH}_4(\text{g})$ ના 22.7 L, $\text{O}_2(\text{g})$ ના 45.4 L સાથે પ્રક્રિયા કરી $\text{CO}_2(\text{g})$ ના 22.7 L અને $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ ના 45.4 L આપે છે.
- $\text{CH}_4(\text{g})$ ના 16 g, $\text{O}_2(\text{g})$ ના 2×32 g સાથે પ્રક્રિયા કરી $\text{CO}_2(\text{g})$ ના 44 g અને $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ ના 2×18 g આપે છે.

આ સંબંધો પરથી મળતી માહિતી નીચે પ્રમાણે એકબીજામાં રૂપાંતરિત કરી શકાય છે.

દળ = મોલ = અણુઓની સંખ્યા

$$\frac{\text{દળ}}{\text{કદ}} = \text{ઘનતા}$$

1.10.1 સીમિત પ્રક્રિયક (Limiting Reagent)

ઘણી વખત રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ કરવામાં આવે છે ત્યારે હાજર રહેલા પ્રક્રિયકોના જથ્થા સમતોલિત રાસાયણિક પ્રક્રિયાની ગણતરી પ્રમાણેના પ્રમાણમાં હોતા નથી. આવા સંજોગોમાં એક પ્રક્રિયક બીજા પ્રક્રિયક કરતાં વધારે હોય છે. જે પ્રક્રિયક ઓછા

પ્રમાણમાં હોય છે તે કેટલાક સમય પદ્ધી વપરાઈ જાય છે અને ત્યારબાદ બીજા પ્રક્રિયકનું પ્રમાણ ગમે તેટલું હોય તો પણ પ્રક્રિયા આગળ વધતી નથી. આથી જે પ્રક્રિયક વપરાઈ ગયેલ છે તે બનતી નીપજના ઉત્પાદનને સીમિત કરે છે અને તેથી તેને સીમિત પ્રક્રિયક કહે છે.

તત્વયોગમિત્ય ગણતરીઓ કરતી વખતે આ બાબતને ધ્યાનમાં રાખવાની હોય છે.

1.10.2 દ્રાવણોમાં પ્રક્રિયાઓ (Reactions in Solutions)

પ્રયોગશાળાઓમાં મોટા ભાગની પ્રક્રિયાઓ દ્રાવણોમાં

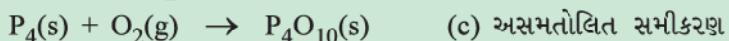
કરવામાં આવે છે. આથી એ સમજવું અગત્યનું છે કે દ્રાવણ સ્વરૂપે રહેલા પદાર્થનો જથ્થો (પ્રમાણ) કેવી રીતે દર્શાવી શકાય ? દ્રાવણની સાંક્રતા અથવા આપેલા કદમાં રહેલા પદાર્થનો જથ્થો નીચેનામાંથી કોઈ પણ રીતે દર્શાવી શકાય છે :

1. દળ ટકાવારી અથવા વજનથી ટકા (w/w %)
2. મોલ અંશ
3. મોલારિટી
4. મોલાલિટી

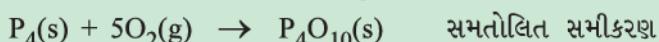
હવે આપણે તે દરેકનો વિગતે અભ્યાસ કરીએ.

રાસાયણિક સમીકરણનું સમતોલન

દળસંચયના નિયમ પ્રમાણે કોઈ સમતોલિત રાસાયણિક સમીકરણમાં દરેક તત્ત્વના પરમાણુઓની સંખ્યા સમીકરણની બન્ને બાજુએ સરખી હોવી જોઈએ. પ્રયત્ન અને ભૂલ પદ્ધતિને આધારે ધ્યાન રાસાયણિક સમીકરણોને સમતોલિત કરી શકાય છે. આપણે કેટલીક ધાતુઓ અને અધાતુઓની ઓક્સિજન સાથેની પ્રક્રિયાઓ લઈએ કે જે ઓક્સાઈડ આપે છે.

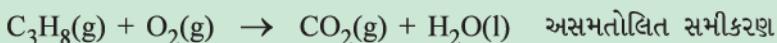


સમીકરણ (a) અને (b) સમતોલિત છે, કારણ કે સમીકરણની બન્ને બાજુએ ધાતુ અને ઓક્સિજન પરમાણુની સંખ્યા સરખી છે. જ્યારે સમીકરણ (c) સમતોલિત નથી. આ સમીકરણ ફોસ્ફરસ પરમાણુથી સમતોલિત છે પણ ઓક્સિજન પરમાણુથી સમતોલિત નથી. તેને સમતોલ કરવા માટે આપણે સમીકરણની ડાબી બાજુએ ઓક્સિજનના ગુણાંક તરીકે 5 મૂક્વા પડશે. કારણ કે સમીકરણની જમણી બાજુએ તેટલા રહેલા છે.



હવે, આપણે પ્રોપેન C_3H_8 ની દહન પ્રક્રિયા લઈએ. આ સમીકરણ નીચેના સોપાનો પ્રમાણે સમતોલ કરી શકાય :

સોપાન 1 : પ્રક્રિયક અને નીપજના સાચા સૂત્રો લખો. અહીંયા પ્રોપેન અને ઓક્સિજન પ્રક્રિયકો છે. જ્યારે કાર્બન ડાયોક્સાઈડ અને પાણી નીપજો છે.



સોપાન 2 : C પરમાણુની સંખ્યાને સમતોલ કરો. પ્રક્રિયકમાં 3 કાર્બન પરમાણુ છે, માટે જમણી બાજુ CO_2 ના 3 આણુઓ દર્શાવવા પડે.



સોપાન 3 : H પરમાણુની સંખ્યાને સમતોલ કરો. ડાબી બાજુ 8 હાઇડ્રોજન પરમાણુ પ્રક્રિયકમાં છે. કારણ કે દરેક પાણીના અણુમાં બે હાઇડ્રોજન પરમાણુ છે. આથી પાણીના ચાર અણુની જરૂર પડશે. જેથી 10 ઓક્સિજન પરમાણુ જમણી બાજુ આઈ હાઇડ્રોજન પરમાણુ થશે.



સોપાન 4 : O પરમાણુની સંખ્યાને સમતોલ કરો. જમણી બાજુ 10 ઓક્સિજન પરમાણુ છે. ($3 \times 2 = 6$ CO_2 માં અને $4 \times 1 = 4$ પાણીમાં). આથી પાંચ O_2 અણુઓની જરૂર પડશે. જેથી 10 ઓક્સિજન પરમાણુ જમણી બાજુ થશે.



સોપાન 5 : ખાતરી કરો કે અંતિમ સમીકરણમાં દરેક તત્ત્વના પરમાણુની સંખ્યા સરખી છે. સમીકરણ ત્રણ કાર્બન પરમાણુ, આઈ હાઇડ્રોજન પરમાણુ અને દસ ઓક્સિજન પરમાણુ દરેક બાજુ દર્શાવે છે. બધા જ સમીકરણો જેમાં બધા જ પ્રક્રિયકો અને નીપજોના સૂત્રોના સાચાં હોય તેમને સમતોલ કરી શકાય છે. હંમેશાં યાદ રાખો કે પ્રક્રિયકો અને નીપજોના સૂત્રોમાં પદાક્ષર (subscripts) સમીકરણ સમતોલ કરવા માટે બદલી શકાય નહિ.

કોયડો 1.3

16 g મિથેનના દહનથી ઉત્પન્ન થયેલ પાણી(g)નો જથ્થો ગણો.

ઉકેલ :

મિથેનના દહન માટેનું સમતોલિત રાસાયણિક સમીકરણ છે :



(i) 16 g CH_4 બરાબર 1 મોલ થાય.

(ii) ઉપરના સમીકરણ પરથી 1 મોલ $\text{CH}_4(\text{g})$

2 મોલ $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ આપે છે.

$$2 \text{ મોલ } \text{H}_2\text{O}(\text{g}) = 2 \times (2 + 16) = 2 \times 18 = 36 \text{ g}$$

$$1 \text{ મોલ } \text{H}_2\text{O}(\text{g}) = 18 \text{ g } \text{H}_2\text{O} = \frac{18 \text{ g } \cdot \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ મોલ } \text{H}_2\text{O}} = 1$$

$$\text{તેથી } 2 \text{ મોલ } \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \cdot \frac{18 \text{ g } \cdot \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ મોલ } \text{H}_2\text{O}} = 2 \times 18 \text{ g } \text{H}_2\text{O}$$

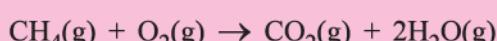
$$= 36 \text{ g } \text{H}_2\text{O}$$

કોયડો 1.4

દહનની પ્રક્રિયાને અંતે 22 g $\text{CO}_2(\text{g})$ ઉત્પન્ન કરવા માટે કેટલા મોલ મિથેનની જરૂર પડે ?

ઉકેલ :

રાસાયણિક સમીકરણ પ્રમાણે,



44 g $\text{CO}_2(\text{g})$ એ 16 g CH_4 માંથી મળેલ છે.

કરણ કે, 1 મોલ $\text{CO}_2(\text{g})$; 1 મોલ $\text{CH}_4(\text{g})$ માંથી મળેલ છે.

$$\text{CO}_2(\text{g}) \text{ મોલ} = 22 \text{ g } \text{CO}_2(\text{g}) \times \frac{1 \text{ મોલ } \text{CO}_2(\text{g})}{44 \text{ g } \cdot \text{CO}_2(\text{g})}$$

$$= 0.5 \text{ mol } \text{CO}_2(\text{g})$$

આમ, 0.5 મોલ $\text{CO}_2(\text{g})$, 0.5 મોલ $\text{CH}_4(\text{g})$ માંથી અથવા $\text{CH}_4(\text{g})$ ના 0.5 મોલ ની 22 g $\text{CO}_2(\text{g})$ ઉત્પન્ન કરવા માટે જરૂરિયાત પડશે.

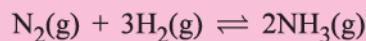
કોયડો 1.5

50.0 kg $\text{N}_2(\text{g})$ અને 10 kg $\text{H}_2(\text{g})$ ને $\text{NH}_3(\text{g})$ મેળવવા

માટે મિશ્ર કરવામાં આવ્યા. ઉત્પન્ન થયેલ $\text{NH}_3(\text{g})$ ની ગણતરી કરો. આ પરિસ્થિતિમાં $\text{NH}_3(\text{g})$ ના ઉત્પાદનમાં સીમિત પ્રક્રિયકને ઓળખી બતાવો.

ઉકેલ :

ઉપરની પ્રક્રિયા માટે સમતોલિત સમીકરણ નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :



મોલની ગણતરી :

N_2 ના મોલ :

$$= 50.0 \text{ kg } \text{N}_2 \times \frac{1000 \text{ g } \text{N}_2}{1 \text{ kg } \text{N}_2} \times \frac{1 \text{ mol } \text{N}_2}{28.09 \text{ g } \text{N}_2}$$

$$= 17.86 \times 10^2 \text{ mol}$$

H_2 ના મોલ :

$$= 10.00 \text{ kg } \text{H}_2 \times \frac{1000 \text{ g } \text{H}_2}{1 \text{ kg } \text{H}_2} \times \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2}{2.016 \text{ g } \text{H}_2}$$

$$= 4.96 \times 10^3 \text{ mol}$$

ઉપરના સમીકરણ પ્રમાણે 1 mol $\text{N}_2(\text{g})$ સાથેની પ્રક્રિયામાં 3 mol(H_2)ની જરૂર પડે છે. તેથી $17.86 \times 10^2 \text{ mol } \text{N}_2(\text{g})$ માટે જરૂરી $\text{H}_2(\text{g})$ ના mol થશે.

$$= 17.86 \times 10^2 \text{ mol} \times \frac{3 \text{ mol } \text{H}_2(\text{g})}{1 \text{ mol } \text{N}_2(\text{g})}$$

$$= 5.36 \times 10^3 \text{ mol } \text{H}_2(\text{g})$$

પરંતુ આપણી પાસે $4.96 \times 10^3 \text{ mol } \text{H}_2$ જ છે. તેથી ડાયહાઇડ્રોજન આ પ્રક્રિયામાં સીમિત પ્રક્રિયક થશે. આ ઉપરાંત આટલા જ ડાયહાઇડ્રોજનમાંથી $\text{NH}_3(\text{g})$ બનશે.

3 mol $\text{H}_2(\text{g})$, 2 mol $\text{NH}_3(\text{g})$ આપશે.

$$\text{તો } 4.96 \times 10^3 \text{ mol } \text{H}_2(\text{g}) \times \frac{2 \text{ mol } \text{NH}_3(\text{g})}{3 \text{ mol } \text{H}_2(\text{g})}$$

$$= 3.30 \times 10^3 \text{ mol } \text{NH}_3(\text{g}) \text{ મળશે.}$$

જો તેમને ગ્રામમાં ફેરવવા હોય તો નીચે પ્રમાણે થશે :

$$1 \text{ mol } \text{NH}_3(\text{g}) = 17.0 \text{ g } \text{NH}_3(\text{g})$$

$$\therefore 3.30 \times 10^3 \text{ mol } \text{NH}_3(\text{g}) \times \frac{17.0 \text{ g } \cdot \text{NH}_3(\text{g})}{1 \text{ mol } \text{NH}_3(\text{g})}$$

$$= 3.30 \times 10^3 \times 17 \text{ g NH}_3(\text{g})$$

$$= 56.1 \times 10^3 \text{ g NH}_3$$

$$= 56.1 \text{ kg NH}_3(\text{g})$$

1. દળ ટકાવારી :

તે નીચેના સંબંધથી મેળવી શકાય છે :

$$\text{દળ ટકા} = \frac{\text{દ્રાવકાનું દળ}}{\text{દ્રાવકાનું દળ}} \times 100$$

કોયડો 1.6

પદાર્થ Aના 2 gને 18 g પાણીમાં ઉમેરી દ્રાવકા બનાવવામાં આવ્યું છે. દ્રાવ્યના દળ ટકા ગણો.

ઉકેલ :

$$\begin{aligned} \text{Aના દળ ટકા} &= \frac{\text{Aનું દળ}}{\text{દ્રાવકાનું દળ}} \times 100 \\ &= \frac{2 \text{ g}}{2 \text{ g A} + 18 \text{ g પાણી}} \times 100 \\ &= \frac{2 \text{ g}}{20 \text{ g}} \times 100 \\ &= 10 \% \end{aligned}$$

2. મોલ અંશ :

મોલ અંશ કોઈ એક ઘટકના મોલની સંખ્યા અને દ્રાવકાના કુલ મોલની સંખ્યાનો ગુણોત્તર છે. જો પદાર્થ 'A' પદાર્થ 'B'માં ઓગળેલ છે અને તેમના મોલ અનુક્રમે n_A અને n_B છે, તો A અને Bના મોલ અંશ નીચે પ્રમાણે ગણી શકાય :

Aના મોલ અંશ

$$\begin{aligned} &= \frac{\text{A ના મોલની સંખ્યા}}{\text{દ્રાવકામાં કુલ મોલની સંખ્યા}} \\ &= \frac{n_A}{n_A + n_B} \end{aligned}$$

Bના મોલ અંશ

$$\begin{aligned} &= \frac{\text{B ના મોલની સંખ્યા}}{\text{દ્રાવકામાં કુલ મોલની સંખ્યા}} \\ &= \frac{n_B}{n_A + n_B} \end{aligned}$$

3. મોલારિટી :

તે ખૂબ જ બહોળા પ્રમાણમાં વપરાતો એકમ છે અને તેને M વડે દર્શાવવામાં આવે છે. તેની વ્યાખ્યા આ પ્રમાણે છે : 1 લિટર દ્રાવકામાં રહેલા દ્રાવ્યની મોલ સંખ્યા.

$$\text{મોલારિટી (M)} = \frac{\text{દ્રાવ્યના મોલની સંખ્યા}}{\text{દ્રાવકાનું કદ લિટરમાં}}$$

ધર્યો કે આપણી પાસે એક પદાર્થ NaOHનું 1 M દ્રાવકા છે અને તેમાંથી આપણે 0.2 M દ્રાવકા બનાવવું છે.

1 M NaOH એટલે 1 લિટર દ્રાવકામાં 1 mol NaOH. જ્યારે 0.2 M દ્રાવકા માટે આપણને 1 લિટર દ્રાવકામાં 0.2 mol NaOHની જરૂર પડશે.

આથી આપણે 0.2 મોલ NaOH લઈ 1 લિટર દ્રાવકા બનાવીશું.

હવે, સાંક (1 M) NaOHના દ્રાવકાનું કેટલું કદ 0.2 મોલ NaOH ધરાવતું દ્રાવકા બનાવવા માટે જરૂરી થશે ? આની ગણતરી નીચે પ્રમાણે કરી શકાય :

જો 1 mol 1 L અથવા 1000 mL માં હાજર હોય તો 0.2 mol હાજર હશે.

$$\begin{aligned} &\frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ mol}} \times 0.2 \text{ mol} \\ &= 200 \text{ mL} \end{aligned}$$

આમ 1 M NaOH દ્રાવકાના 200 mL લેવામાં આવશે અને તેમાં પાણી ઉમેરી 1 લિટર બનાવવામાં આવશે.

હકીકતમાં આવી ગણતરી કરવા માટે $M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$ સૂત્રનો ઉપયોગ કરી શકીએ. જ્યાં M અને V અનુક્રમે મોલારિટી અને કદ છે. આ ઉદાહરણમાં $M_1 = 0.2$; $V_1 = 1000 \text{ mL}$ અને $M_2 = 1.0$ અને V_2 ગણતરીથી શોધવાનું છે.

સૂત્રમાં કિંમતો મૂકૃતાં,

$$0.2 \text{ M} \times 1000 \text{ mL} = 1.0 \text{ M} \times V_2$$

$$\therefore V_2 = \frac{0.2 \text{ M} \times 1000 \text{ mL}}{1.0 \text{ M}} = 200 \text{ mL}$$

એ નોંધો કે દ્રાવ્ય(NaOH)ના મોલની સંખ્યા 0.2 (200 mLમાં) હતી તે સમાન જ રહી એટલે કે મંદન કર્યો પછી પણ 0.2 (1000 mLમાં) રહી છે કારણ કે આપણે ફક્ત દ્રાવકના (પાણીના) કદનાં જથ્થામાં જ ફેરફાર કર્યો છે એટલે કે NaOHની બાબતમાં કાંઈ જ કર્યું નથી, પરંતુ સાંક્રતા ધ્યાનમાં રાખશો.

કોયડો 1.7

4 g NaOHને પૂરતા પાણીમાં દ્રાવ્ય કરીને 250 mL દ્રાવણ બનાવેલ છે. આ દ્રાવણની મોલાલિટી ગણો.

ઉકેલ :

$$\begin{aligned} \text{મોલાલિટી (M)} &= \frac{\text{દ્રાવણની સંખ્યા}}{\text{દ્રાવણનું કદ લિટરમાં}} \\ &= \frac{\text{NaOHનું દળ / NaOHનું મોલર દળ}}{0.250 \text{ L}} \\ &= \frac{4 \text{ g} / 40 \text{ g}}{0.250} = \frac{0.1}{0.250} \\ &= 0.4 \text{ mol L}^{-1} = 0.4 \text{ M} \end{aligned}$$

એ નોંધશો કે તાપમાનના ફેરફાર સાથે મોલાલિટી બદલાશે કારણ કે દ્રાવણનું કદ તાપમાન આધારિત છે.

4. મોલાલિટી :

તેને આ રીતે વાખ્યાયિત કરી શકાય.

દ્રાવણ મોલની સંખ્યા જે 1 kg દ્રાવકમાં ઓગળેલા હોય છે, તેને m વડે દર્શાવવામાં આવે છે.

$$\text{આમ મોલાલિટી (m)} = \frac{\text{દ્રાવણ મોલની સંખ્યા}}{\text{દ્રાવકનું દળ કિલોગ્રામમાં}}$$

કોયડો 1.8

3 M NaCl દ્રાવણની ઘનતા 1.25 g mL^{-1} છે. દ્રાવણની મોલાલિટી ગણો.

ઉકેલ :

$$M = 3.0 \text{ mol L}^{-1}$$

$$1 \text{ L દ્રાવણમાં NaClનું દળ} = 3 \times 58.5 = 175.5 \text{ g}$$

$$1 \text{ L દ્રાવણનું દળ} = 1000 \times 1.25 = 1250 \text{ g}$$

$$(કારણ કે ઘનતા = 1.25 \text{ g mL}^{-1} અને ઘનતા = \frac{\text{દળ}}{\text{કદ}})$$

$$\text{દ્રાવણમાં પાણીનું દળ} = 1250 - 175.5 = 1074.5 \text{ g}$$

$$\begin{aligned} \text{મોલાલિટી} &= \frac{\text{દ્રાવણ મોલની સંખ્યા}}{\text{દ્રાવકનું દળ કિલોગ્રામમાં}} \\ &= \frac{3 \text{ mol}}{1.0745 \text{ kg}} \\ &= 2.79 \text{ m} \end{aligned}$$

રસાયણવિજ્ઞાનની પ્રયોગશાળામાં સામાન્ય રીતે જરૂરી સાંક્રતાવાળા દ્રાવણ મેળવવા માટે વધુ સાંક્રદ્ર દ્રાવણનું મંદન કરીને મેળવાય છે. વધુ સાંક્રદ્ર દ્રાવણની સાંક્રતા જાહીતી હોય છે અને તેને સ્ટોક (stock) દ્રાવણ કહે છે. એ નોંધશો કે મોલાલિટી તાપમાન સાથે બદલાતી નથી, કારણ કે પદાર્થનું દળ તાપમાન સાથે બદલાતું નથી.

સારાંશ

જેને આપણે અત્યારે રસાયણ વિજ્ઞાન તરીકે સમજીએ છીએ તે ઘણો જૂનો વિષય નથી. પ્રાચીન ભારતના લોકો પાસે આધુનિક વિજ્ઞાનના આગમનના ઘણા પહેલા ઘણી વૈજ્ઞાનિક ઘટનાઓનું જીવનના જુદા-જુદા ક્ષેત્રોમાં આ જીવનને લાગુ પાડ્યું હતું.

રસાયણવિજ્ઞાનનો અભ્યાસ ખૂબ જ અગત્યનો છે. કારણ કે તેનું ક્ષેત્ર જીવનના દરેક ક્ષેત્ર સાથે સંકળાયેલ છે. રસાયણશાસ્ત્રીઓ પદાર્થના ગુણધર્મો અને બંધારણનો તથા તેમાં થતા ફેરફારનો અભ્યાસ કરે છે. બધા જ પદાર્થી દ્રાવ્ય સ્વરૂપે અસ્તિત્વ ધરાવે છે. જે ગ્રાન્થ અવસ્થાઓ ઘન, પ્રવાહી અને વાયુ સ્વરૂપમાં હોઈ શકે છે. આ અવસ્થાઓમાં પદાર્થના ઘટક કણો અલગ અલગ રીતે જોડાયેલા હોય છે, જેથી તે તેમના લાક્ષણિક ગુણધર્મો દર્શાવે છે. દ્રાવને તત્ત્વ, સંયોજન અથવા મિશ્રણ તરીકે પણ વર્ગીકૃત કરી શકાય. તત્ત્વ એક જ પ્રકારના કણ ધરાવે છે, જે પરમાણુઓ કે અણુઓ હોઈ શકે છે. સંયોજનમાં બે કે તેથી વધારે તત્ત્વોના પરમાણુઓ કોઈ નિશ્ચિત પ્રમાણમાં એકબીજા સાથે જોડાયેલા રહે છે. મિશ્રણ વિપુલ પ્રમાણમાં હોઈ શકે છે અને આપણી આસપાસ (ચોપાસ) રહેલા ઘણા પદાર્થી મિશ્રણ છે.

જ્યારે પદાર્થના ગુણધર્મોનો અભ્યાસ કરવામાં આવે છે ત્યારે તેમનું માપન સહજ (inherent) હોય છે. ગુણધર્મોનો જથ્થાત્મક રીતે અભ્યાસ કરતાં માપન અને એકમોની જરૂર પડે છે. જેમાં તે દર્શાવી શકાય. માપનની

ઘણી પદ્ધતિઓ છે, પરંતુ તેમાંથી ઈજિલશ પદ્ધતિ અને મેટ્રિક પદ્ધતિનો વધુ ઉપયોગ થાય છે. વૈજ્ઞાનિકોના સમૂહે વિશ્વમાં બધે જ એક્સરખી અને સામાન્ય પદ્ધતિ વપરાય તેને માટે સંમતિ દર્શાવેલી છે અને આ પદ્ધતિને SI એકમ (International System of Units) તરીકે ટૂંકમાં દર્શાવેલ છે.

માપનમાં માહિતી એક્ટિ કરવાની હોય છે. જે કેટલાક પ્રમાણમાં અનિશ્ચિતતા સાથે સંકળાયેલ હોય છે. જથ્થાના માપનથી મેળવાયેલી માહિતીનો યોગ્ય ઉપયોગ થાય છે. રાસાયણવિજ્ઞાન જથ્થાના માપન 10^{-31} થી 10^{+23} ની વચ્ચે ફેલાયેલું છે. આથી સંખ્યાઓને સગવડભરી રીતે દર્શાવવા માટે વૈજ્ઞાનિક સંકેતો વપરાય છે. માપનમાંની અનિશ્ચિતતાની કાળજી માટે અર્થસૂચક અંકનો નિર્દેશ થાય છે. પરિમાણાત્મક પૃથક્કરણ એકમોની જુદી જુદી પદ્ધતિમાં માપન કરેલી રાશિઓને દર્શાવવામાં મદદરૂપ થાય છે. આથી એક રાશિનું માપન બીજી રાશિમાં આંતરરૂપાંતર શક્ય બને છે.

જુદા જુદા પરમાણુઓનું સંયોગીકરણ રાસાયણિક સંયોજનના પાયાના નિયમોને આધીન છે. આ નિયમોમાં દળ સંચયનો નિયમ, નિશ્ચિત પ્રમાણનો નિયમ, ગુણક પ્રમાણનો નિયમ, વાયુમય કદનો ગોલ્ડસેકનો નિયમ અને એવોગ્ઝ્નો નિયમ છે. આ બધા જ નિયમો ડાલ્ટનના પરમાણુ સિદ્ધાંત તરફ દોરી ગયા જે દર્શાવે છે કે બધા જ પરમાણુઓ દ્રવ્યના બંધનના પાયાના ઘટકો છે. કાર્બનના સમસ્થાનિક ^{12}C ની સાપેક્ષમાં તત્ત્વના પરમાણવીયદળ દર્શાવાય છે. સામાન્ય રીતે પરમાણવીયદળનો ઉપયોગ તત્ત્વ માટે થાય છે, જે સરેરાશ પરમાણવીયદળ હોય છે અને તે તત્ત્વના જુદા જુદા સમસ્થાનિકોની કુદરતી પ્રચુરતાને ધ્યાનમાં લઈને મેળવવામાં આવે છે. અણુનું આણવીયદળ અણુમાં રહેલા જુદાજુદા પરમાણુઓના દળના સરવાળા તરીકે લેવામાં આવે છે. આણવીયસૂત્ર સંયોજનમાં રહેલા જુદા જુદા તત્ત્વોના દળ ટકા તથા તેના આણવીયદળ પરથી નક્કી કરી શકાય છે.

આપેલ પદાર્થમાં રહેલા પરમાણુ અણુ અથવા અન્ય કોઈ કણ હાજર હોય તેમને એવોગ્ઝ્નો અચળાંક (6.022×10^{23})ના રૂપમાં દર્શાવાય છે. આને જે-ને સંબંધિત કણ અથવા સ્પીસિઝ (entity)ના 1 mol તરીકે ઓળખાય છે.

રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ જુદા જુદા તત્ત્વો અને સંયોજનો દ્વારા થયેલા રાસાયણિક ફેરફારો દર્શાવે છે. સમતોલિત રાસાયણિક સમીકરણ ઘણી બધી માહિતી પૂરી પાડે છે. ગુણાંક આણવીય ગુણોત્તર દર્શાવે છે અને જે-ને પ્રક્રિયામાં ભાગ લેતાં કણોની સંખ્યા દર્શાવે છે. રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં જરૂરી પ્રક્રિયકો અને પ્રાપ્ત થતી નીપજો વચ્ચેના જથ્થાત્મક અભ્યાસને તત્ત્વ્યોગમિતિ કહે છે. તત્ત્વ્યોગમિતિ ગણતરીના આધારે કોઈ એક નીપજનો જરૂરી જથ્થો ઉત્પન્ન કરવા માટે જરૂરી એક કે એક કરતાં વધુ પ્રક્રિયકોના જરૂરી જથ્થાની ગણતરી કરી શકાય છે. તથા તેનાથી ઉલ્ટી ગણતરી પણ કરી શકાય છે. દ્રાવણાના આપેલ કદમાં રહેલા પદાર્થનો જથ્થો ઘણી બધી રીતે દર્શાવાય છે. ઉદાહરણ તરીકે દળ ટકા, મોલ અંશ, મોલારિટી, મોલાલિટી.

સ્વાધ્યાય

1.1 નીચેનાના મોલર દળ ગણો :

(i) H_2O (ii) CO_2 (iii) CH_4

1.2 સોડિયમ સલ્ફેટ (Na_2SO_4)માં રહેલા જુદા જુદા તત્ત્વોના દળ ટકા ગણો.

1.3 આર્યનાના એક ઔક્સાઈડ, જેમાં દળથી 69.9 % આર્યન અને 30.1 % ડાયઓક્સિજન છે, તો તે ઔક્સાઈડનું પ્રમાણસૂચક સૂત્ર નક્કી કરો.

1.4 ઉત્પન્ન થયેલ કાર્બન ડાયોક્સાઈડનું પ્રમાણ ગણો. જ્યારે,

(i) 1 મોલ કાર્બનને હવામાં બાળવામાં આવે છે.

(ii) 1 મોલ કાર્બનને 16 g ડાયઓક્સિજનમાં બાળવામાં આવે છે.

(iii) 2 મોલ કાર્બનને 16 g ડાયઓક્સિજનમાં બાળવામાં આવે છે.

1.5 500 mL 0.375 મોલર જલીય દ્રાવણ બનાવવા માટે જરૂરી સોડિયમ એસિટેટ (CH_3COONa)નું દળ ગણો. સોડિયમ એસિટેટનું મોલર દળ $82.0245 \text{ g mol}^{-1}$ છે.

1.6 નાઈટ્રિક ઓસિડનો એક નમૂનો જેની ઘનતા 1.41 g mL^{-1} અને નાઈટ્રિક ઓસિડના દળ ટકા 69 % છે. આ નમૂનામાં નાઈટ્રિક ઓસિડની સાંક્રતા મોલ પ્રતિ લિટરમાં ગણો.

1.7 100 ગ્રામ કોપર સલ્ફિટ(CuSO_4)માંથી કેટલું કોપર મેળવી શકાય ?

1.8 આર્થર્ન ઓક્સાઈડનું આણવીયસૂત્ર ગણો. જેમાં આર્થર્ન અને ઑક્સિજનના દળ ટકા અનુક્રમે 69.9 અને 30.1 છે.

1.9 નીચેની માહિતીનો ઉપયોગ કરીને કલોરિનનું પરમાણવીયદળ (સરેરાશ) ગણો :

% કુદરતી પ્રચુરતા	મોલર દળ
-------------------	---------

^{35}Cl	75.77	34.9689
------------------	-------	---------

^{37}Cl	24.23	36.9659
------------------	-------	---------

1.10 ઈથેન(C_2H_6)ના 3 મોલમાં નીચેનાની ગણતરી કરો :

(i) કાર્બન પરમાણુના મોલની સંખ્યા

(ii) હાઇડ્રોજન પરમાણુના મોલની સંખ્યા

(iii) ઈથેનના આણુની સંખ્યા

1.11 જો 20 ગ્રામ ખાંડ ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) પૂરતા પાણીમાં ઓગાળી અંતિમ કદ 2 L કરવામાં આવ્યું તો ખાંડની સાંક્રતા mol L^{-1} માં ગણો.

1.12 જો ભિથેનોલની ઘનતા 0.793 kg L^{-1} હોય તો તેનું 2.5 L 0.25 M દ્રાવક બનાવવા માટે કેટલું કદ જોઈશે ?

1.13 એકમ ક્ષેત્રફળ ધરાવતી સપાટી પર લાગતા બળ વડે દબાણ નક્કી કરવામાં આવે છે. દબાણનો SI એકમ પાસ્કલ (Pascal- Pa) નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$1\text{Pa} = 1\text{N m}^{-2}$$

જો દરિયાની સપાટી પર હવાનું દળ 1034 g cm^{-2} હોય તો દબાણ પાસ્કલમાં ગણો.

1.14 દળનો SI એકમ શું છે ? તેને કેવી રીતે વ્યાખ્યાપિત કરવામાં આવે છે ?

1.15 નીચેના પૂર્વગોને તેમના ગુણક સાથે સરખાવો :

પૂર્વગ	ગુણક
--------	------

(i) માઈક્રો	10^6
-------------	--------

(ii) ટેકા	10^9
-----------	--------

(iii) મેગા	10^{-6}
------------	-----------

(iv) ગિગા	10^{-15}
-----------	------------

(v) ફેન્ટો	10
------------	----

1.16 અર્થસૂચક અંક અંગે તમે શું સમજો છો ?

1.17 એક પીવાના પાણીનો નમૂનો ખરાબ રીતે કલોરોફોર્મ (CHCl_3) વડે સંદૂધિત થયેલ છે. CHCl_3 સ્વભાવે કેન્સરજન્ય છે. સંદૂધિતતાનું સ્તર (પ્રમાણ) 15 ppm (દળથી) હતું.

(i) આને દળ ટકામાં દર્શાવો.

(ii) પાણીના નમૂનામાં કલોરોફોર્મની મોલાલિટી ગણો.

1.18 નીચેનાને વૈજ્ઞાનિક સંકેતમાં દર્શાવો :

(i) 0.0048

(ii) 234,000

(iii) 8008

(iv) 500.0

(v) 6.0012

1.19 નીચેનામાં અર્થસૂચક અંક કેટલા છે ?

(i) 0.0025

(ii) 208

(iii) 5005

- (iv) 126.000
 (v) 500.0
 (vi) 2.0034
- 1.20 નીચેનાનું ત્રણ અર્થસૂચક અંક સૂધી સંનિકટન કરો :
- (i) 34.216
 (ii) 10.4107
 (iii) 0.04597
 (iv) 2808
- 1.21 જ્યારે ડાયનાઈટ્રોજન અને ડાયઓક્સિજન એકબીજા સાથે પ્રક્રિયા કરે છે ત્યારે જુદા જુદા સંયોજનો બને છે. આની માહિતી નીચે પ્રમાણે મળેલ છે :
- | ડાયનાઈટ્રોજનનું દળ | ડાયઓક્સિજનનું દળ |
|--------------------|------------------|
| (i) 14 g | 16 g |
| (ii) 14 g | 32 g |
| (iii) 28 g | 32 g |
| (iv) 28 g | 80 g |
- (a) ઉપરની પ્રાયોગિક માહિતીમાં રાસાયણિક સંયોગકરણનો ક્યો નિયમ પળાયો છે ? તેનું નિવેદન કરો.
- (b) નીચેના પરિવર્તનો(રૂપાંતરણો)માં ખાલી જગ્યા પૂરો :
- (i) 1 km = mm = pm
 (ii) 1 mg = kg = ng
 (iii) 1 mL = L = dm³
- 1.22 જો પ્રકાશની ઝડપ (વેગ) $3.0 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$ હોય તો 2.00 ns માં પ્રકાશે કાપેલું અંતર ગણો.
- 1.23 પ્રક્રિયા $A + B_2 \rightarrow AB_2$ માં નીચેના પ્રક્રિયા ભિશણોમાં સીમિત પ્રક્રિયક હોય તો ઓળખી બતાવો :
- (i) Aના 300 પરમાણુ + Bના 200 અણુ
 (ii) 2 mol A + 3 mol B
 (iii) Aના 100 પરમાણુ + Bના 100 અણુ
 (iv) 5 mol A + 2.5 mol B
 (v) 2.5 mol A + 5 mol B
- 1.24 નીચેના રાસાયણિક સમીકરણ પ્રમાણે ડાયનાઈટ્રોજન અને ડાયહાઈટ્રોજન એકબીજા સાથે પ્રક્રિયા કરી એમોનિયા ઉત્પન્ન કરે છે :
- $$N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$$
- (i) જો $2.00 \times 10^3 \text{ g}$ ડાયનાઈટ્રોજન $1.00 \times 10^3 \text{ g}$ ડાયહાઈટ્રોજન સાથે પ્રક્રિયા કરે તો ઉત્પન્ન થતા એમોનિયાનું દળ ગણો.
 (ii) બને પ્રક્રિયકોમાંથી કોઈ પણ પ્રક્રિયા પાચા વગર રહેશે ?
 (iii) જો હા, તો ક્યો પ્રક્રિયક અને તેનું દળ કેટલું હશે ?
- 1.25 $0.50 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3$ અને $0.50 \text{ M Na}_2\text{CO}_3$ કેવી રીતે જુદા પડે છે ?
- 1.26 જો ડાયહાઈટ્રોજન વાયુના 10 કદ ડાયઓક્સિજન વાયુના 5 કદ સાથે પ્રક્રિયા કરે છે, તો પાણીની બાધનું કેટલું કદ ઉત્પન્ન થશે ?
- 1.27 નીચેનાને પાયાના એકમોમાં ફેરવો :
- (i) 28.7 pm
 (ii) 15.15 pm
 (iii) 25365 mg

1.28 નીચેનામાંથી શેમાં સૌથી વધારે સંખ્યામાં પરમાણુઓ હશે ?

- (i) 1 g Au (s)
- (ii) 1 g Na (s)
- (iii) 1 g Li (s)
- (iv) 1 g Cl₂(g)

1.29 એક દ્રાવક જેમાં ઈથેનોલના મોલ અંશ 0.040 છે, તે દ્રાવકમાં ઈથેનોલની પાણીમાં મોલારિટી ગણો. (પાણીની ઘનતા એક છે તેમ ધારો.)

1.30 ¹²C પરમાણુનું દળ g માં કેટલું હશે ?

1.31 નીચેની ગણતરીથી ભળતા જવાબમાં કેટલા અર્થસૂચક અંક હશે ?

$$(i) \frac{0.02856 \times 298.15 \times 0.112}{0.5785} \quad (ii) 5 \times 5.364$$

$$(iii) 0.0125 + 0.7864 + 0.0215$$

1.32 કુદરતી રીતે ભળતા આર્ગોનનું મોલર દળ નીચેના કોષ્ટકમાં આપેલ માહિતી પરથી ગણો :

સમસ્થાનિક	સમસ્થાનિકીય મોલર દળ	પ્રયુક્તા
³⁶ Ar	35.96755 g mol ⁻¹	0.337%
³⁸ Ar	37.96272 g mol ⁻¹	0.063%
⁴⁰ Ar	39.9624 g mol ⁻¹	99.600%

1.33 નીચેનામાંના દ્રેકમાં પરમાણુની સંખ્યા ગણો :

- (i) Arના 52 મોલ (ii) Heના 52 u (iii) Heના 52 g

1.34 એક વેલ્ડિંગ કરવાનો બળતણ વાયુ કાર્બન અને હાઇડ્રોજન ધરાવે છે. તેના થોડા પ્રમાણને ઓક્સિજનની હાજરીમાં બાળતા 3.38 g કાર્બન ડાયોક્સાઈડ, 0.690 g પાણી આપે છે અને અન્ય કોઈ નીપજ આપતું નથી. આ વેલ્ડિંગ વાયુનું 10.0 L કદ (STP એ માપન કરેલ) 11.6 g વજન દર્શાવે છે. ગણતરી કરો :

- (i) પ્રમાણસૂચક સૂત્ર (ii) વાયુનું મોલર દળ (iii) આણવીય સૂત્ર

1.35 કેલિયમ કાર્બનાટ જલીય HCl સાથે પ્રકિયા કરે છે અને નીચેની પ્રકિયા પ્રમાણે CaCl₂ અને CO₂ આપે છે :



25 mL 0.75 M HCl સાથે સંપૂર્ણ રીતે પ્રકિયા કરવા માટે CaCO₃નું કેટલું દળ જોઈશે ?

1.36 પ્રયોગશાળામાં મેગેનીઝ ડાયોક્સાઈડ(MnO₂)ની જલીય હાઇડ્રોક્લોરિક એસિડ સાથે નીચે પ્રમાણે પ્રકિયા કરી ક્લોરિન બનાવવામાં આવે છે :



5.0 g મેગેનીઝ ડાયોક્સાઈડ સાથે HClના કેટલા ગ્રામ પ્રકિયા કરશે ?

પરમાણુનું બંધારણ (Structure of Atom)

હેતુઓ :

આ એકમના અભ્યાસ પછી તમે...

- ઈલેક્ટ્રોન, પ્રોટોન અને ન્યૂટ્રોન વિશેની શોધ અને લાક્ષણિકતાઓ જાણશો.
- થોમસન, રૂથરફોર્ડ અને બોહરના પરમાણુ નમૂના (model)નું વર્ણન કરી શકશો.
- પરમાણુના કવોન્ટમ યાંત્રીકી નમૂનાની અગત્યની ખાસિયતો સમજ શકશો.
- વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણની પ્રકૃતિ અને પ્લાન્કના કવોન્ટમવાદને સમજ શકશો.
- ફોટોઇલેક્ટ્રિક અસર અને પરમાણીય વર્ણાપત્રની ખાસિયતો સમજાવી શકશો.
- દાયનીનો દ્વેતવાદનો નિયમ અને હાઈજનર્ગનો અનિશ્ચિતતાનો સિદ્ધાંત નિવેદિત કરી શકશો.
- પરમાણીય કક્ષકોને કવોન્ટમ આંકના સંદર્ભમાં વ્યાખ્યાયિત કરી શકશો.
- આઉફ-બાઉ સિદ્ધાંત, પૌલીનો નિષેધ(બાકાત)નો સિદ્ધાંત અને હુન્ડનો મહત્તમ ગુણકતા (ભ્રમણ)ના નિયમોનું નિવેદન કરી શકશો.
- પરમાણુઓની ઈલેક્ટ્રોનીય ર્થના લખી શકશો.

“જુદા જુદા તત્ત્વોની રાસાયનિક વર્તણુકની સમૃદ્ધ વિવિધતાને આ તત્ત્વોમાંના પરમાણુઓના અંતરિક બંધારણ સાથે આરેખી શકાય.”

પરમાણુઓનું અસ્તિત્વ ભારતીય અને ગ્રીક તત્ત્વજ્ઞાનીઓ (ઈ.સ. પૂર્વ 400)એ પ્રતિપાદિત કરેલ છે. તેઓ એ મતના હતા કે પરમાણુઓ દ્વયના પાયાના ઘટક (block) છે. તેઓના મત પ્રમાણો દ્વયનું સતત વિભાજન કરતા જઈએ તો અંતે પરમાણુઓ મળશે જેનું વધુ વિભાજન થઈ શકતું નથી. પરમાણુ-Atom શબ્દ ગ્રીક શબ્દ ‘a-tomio’ પરથી ઉત્તરી આવેલો છે. આ ગ્રીક શબ્દનો અર્થ કાપી શકાય નહિ કે વિભાજિત કરી શકાય નહિ તેવો થાય છે. આ પૂર્વ વિચારો માત્ર એક અડસંહો (speculation) જ હતો અને તેની પ્રાયોગિક રીતે પરખ થઈ શકે તેમ ન હતી. આ વિચારો ઘણા લાંબા સમય સુધી પ્રસૂત (dormant) રહ્યા અને ઓગણીસમી સદીમાં તેને પુનર્જીવીત કરાયા.

દ્વયનો પરમાણીય સિદ્ધાંત બ્રિટિશ શાળાના શિક્ષક જહેન ડાલ્ટને 1908માં વૈજ્ઞાનિક આધારો પર રજૂ કર્યો. તેનો સિદ્ધાંત ડાલ્ટનનો પરમાણીય સિદ્ધાંત કહેવાય છે અને પરમાણુને દ્વયના અંતિમ કણ તરીકે ગણવામાં આવ્યા (એકમ 1).

ડાલ્ટનનો પરમાણીય સિદ્ધાંત દળ સંચયનાં નિયમને, નિશ્ચિત પ્રમાણનાં નિયમને અને ગુણક પ્રમાણનાં નિયમને સફળતાપૂર્વક સમજાવી શક્યો. પરંતુ તે ઘણા પ્રયોગોના પરિણામોને સમજાવવામાં નિષ્ફળ નીવડ્યો. ઉદાહરણ તરીકે, કાચ અથવા એબોનાઈટ જેવા પદાર્થોને રેશમ અથવા ફર (Fur) સાથે ઘસતા તે વિદ્યુતીય ભાર પ્રાપ્ત કરે છે.

આ એકમમાં આપણે ઓગણીસમી સદીના અંતમાં અને વીસમી સદીની શરૂઆતમાં વૈજ્ઞાનિકોએ કરેલા પ્રાયોગિક અવલોકનોથી શરૂઆત કરીશું. આમાંથી એ પ્રસ્થાપિત થયું કે પરમાણુનું વધુ વિભાજન થઈ શકે છે અને અવપરમાણીય (sub-atomic) કણો એટલે કે ઈલેક્ટ્રોન, પ્રોટોન અને ન્યૂટ્રોનમાં વિભાજિત કરી શકાય છે. આ ખ્યાલ ડાલ્ટનના સિદ્ધાંતથી તદ્દન અલગ પડતો હતો.

2.1 અવપરમાણવીય કષોની શોધ (Discovery of Subatomic Particles)

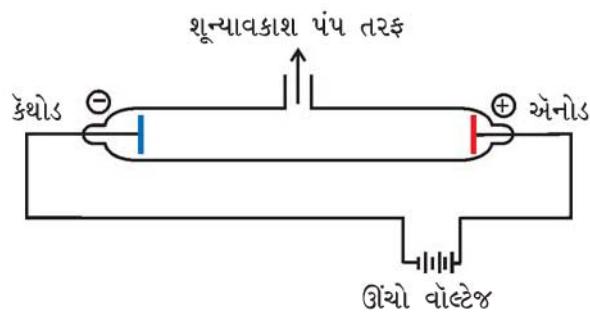
વાયુઓના વિદ્યુતવિભારના પ્રયોગો પરથી પરમાણુના બંધારણની ભીતરમાં નજર કરી શકાઈ. આ પરિણામોની ચર્ચા કરતાં પહેલાં આપણે વીજભારિત કષોની વર્તણૂક વિશેનો પાયાનો નિયમ ધ્યાનમાં રાખવો પડશે. “સમાન વીજભાર એકબીજાને અપાકર્ષ છે અને અસમાન વીજભાર એકબીજાને આકર્ષ છે.”

2.1.1 ઈલેક્ટ્રોનની શોધ (Discovery of Electron)

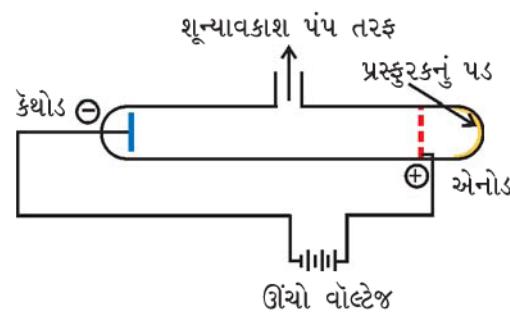
1830માં માઇકલ ફેરાડે (Faraday)એ દર્શાવ્યું કે જ્યારે વિદ્યુતવિભાજયના દ્રાવકમાંથી વિદ્યુતપ્રવાહ પસાર કરવામાં આવે છે ત્યારે વિદ્યુતપ્રુવો પર રાસાયણિક પ્રક્રિયા થાય છે. જેને પરિણામે વિદ્યુતપ્રુવો પર દ્રવ્ય જમા થાય છે. તેમણે કેટલાક નિયમો દર્શાવ્યા જેનો અભ્યાસ તમે ધોરણ XII માં કરશો. આ પરિણામો પરથી એ સૂચન થઈ શક્યું કે વિદ્યુત પણ કષા સ્વભાવ ધરાયે છે.

1850ની આસપાસમાં ઘણા વૈજ્ઞાનિકો અને ખાસ કરીને માઇકલ ફેરાડેએ શૂન્યાવકાશ નળીમાંથી વિદ્યુતવિભારનો અભ્યાસ શરૂ કર્યો. આવી નળીઓ કેથોડ કિરણ વિભાર નળીઓ તરીકે ઓળખાય છે. તેનું ચિત્રણ આકૃતિ 2.1માં દર્શાવેલ છે. કેથોડ કિરણ નળી કાચની બનેલી હોય છે. જેમાં ધાતુના બે પાતળા ટુકડા હોય છે તેને વિદ્યુતપ્રુવ કહે છે. તે સીલ (seal) કરી દીઘેલા હોય છે. વાયુઓમાંથી વિદ્યુતવિભાર માત્ર ખૂબ નીચા દબાજો અને ઘણા ઊંચા વોલ્ટેજે અવલોકી શકાય છે. જુદા જુદા વાયુઓના દ્રાવક શૂન્યાવકાશ કરતાં જઈને મેળવી શકાય છે. પૂરતું ઊંચું વીજ દ્રાવક વિદ્યુતપ્રુવોની વચ્ચે દાખલ કરવામાં આવે છે ત્યારે પ્રવાહ વહેવા માંડે છે. આ કષોનો પ્રવાહ ઋણવિદ્યુત પ્રુવ (કેથોડ) તરફથી ધન વિદ્યુતપ્રુવ (ઑનોડ) તરફ વહેવા માંડે છે. આને કેથોડ કિરણો અથવા કેથોડ કિરણ કષો કહેવામાં આવ્યા. કેથોડથી ઑનોડ તરફના પ્રવાહની આગળ ઉપર તપાસ કરવા માટે ઑનોડમાં એક છિદ્ર પાડી ઑનોડ પાછળ નળી પર જિંક સલ્ફાઈડ જેવા સ્ક્રોફીસનું (Phosphorescent) પડ ચઢાવી દેવાયું. જ્યારે કિરણો ઑનોડમાંથી પસાર થઈ જિંક સલ્ફાઈડવાળા પ્રસ્કુરકને અથડાયાં ત્યારે ચઢાવેલા પડ પર એક તેજસ્વી ધબ્બો (spot) વિકસી આવ્યો (આવું જ ટેલિવિઝન સેટમાં થાય છે.)

[આકૃતિ 2.1(b)].



આકૃતિ 2.1(a) કેથોડ કિરણ વિભાર નળી



આકૃતિ 2.1(b) કેથોડ કિરણ વિભાર નળી

છિદ્રવાળા ઑનોડ સાથે

આ પ્રયોગોના પરિણામોનો સારાંશ નીચે મુજબ છે :

- (i) કેથોડ કિરણો કેથોડથી શરૂ થાય છે અને ઑનોડ તરફ ખસે છે.
- (ii) આ કિરણો પોતે દશ્યમાન નથી, પરંતુ તેમની વર્તણૂક અમુક પ્રકારના પદાર્થની મદદથી જાણી શકાય છે. આ સ્ક્રોફીસ (Phosphorescent) અથવા પ્રસ્કુરણ (fluorescent) પદાર્થ પર જ્યારે આ કિરણો અથડાય છે ત્યારે પદાર્થ ચણકે છે. ટેલિવિઝન પિક્ચર ટ્યુબ કેથોડ કિરણની ટ્યુબ હોય છે અને ટીવીના પડદા (screen) પર લગાતેલ સ્ક્રોફીસ અથવા પ્રસ્કુરણ પદાર્થને લીધે ટેલિવિઝનમાં ચિત્ર દેખાય છે.
- (iii) વિદ્યુતીય અથવા ચુંબકીય ક્ષેત્રની ગેરહાજરીમાં આ કિરણો સીધી લીટીમાં ગમન કરે છે (આકૃતિ 2.2).
- (iv) વિદ્યુતીય અથવા ચુંબકીય ક્ષેત્રની હાજરીમાં કેથોડ કિરણોની વર્તણૂક ઋણ વીજભાર ધરાવતા કષો જેવી હોય છે. આ સૂચવે છે કે કેથોડ કિરણો ઋણ વીજભાર ધરાવતા કષો છે. જેને ઈલેક્ટ્રોન કહેવામાં આવે છે.
- (v) કેથોડ કિરણો(ઇલેક્ટ્રોન)ની લાક્ષણિકતા વિદ્યુતપ્રુવોના

પદાર્થો પર અને કેથોડ ડિરાશ નળીમાં રહેલા વાયુના સ્વભાવ પર આધાર રાખતી નથી. આથી આપણે એમ તારણ કરી શકીએ કે ઈલેક્ટ્રોન બધા જ પ્રકારના પરમાણુઓના પાયાના ઘટક કણો છે.

2.1.2 ઈલેક્ટ્રોનના વીજભાર અને દળનો ગુણોત્તર (Charge to Mass Ratio of Electron)

1897માં બ્રિટિશ બૌતિકશાસ્કી જે. જે. થોમસને (J. J. Thomson) ઈલેક્ટ્રોનના વીજભાર (e) અને ઈલેક્ટ્રોનના દળ (m_e)ના ગુણોત્તરનું માપન કર્યું. આ માટે કેથોડ ડિરાશ નળીનો ઉપયોગ કર્યો અને વિદ્યુતીય અને ચુંબકીય ક્ષેત્રને એકબીજાને લંબદિશામાં અને ઈલેક્ટ્રોનના માર્ગ પર લાગુ પાડી નક્કી કરેલ હતું (આકૃતિ 2.2). જ્યારે માત્ર વિદ્યુતીય ક્ષેત્ર લાગુ પાડવામાં આવે છે ત્યારે ઈલેક્ટ્રોન તેના મૂળ પથમંથી વિચલિત થાય છે અને કેથોડ ડિરાશ નળીમાં બિંદુ A આગળ અથડાય છે. તે જ પ્રમાણે જ્યારે માત્ર ચુંબકીય ક્ષેત્ર લાગુ પાડવામાં આવે છે, ત્યારે કેથોડ ડિરાશો નળીમાં બિંદુ C પર અથડાય છે. વિદ્યુતીય અને ચુંબકીય ક્ષેત્રોની પ્રબળતાને કાળજીપૂર્વક સમતોલિત કરવામાં આવે તો કેથોડ ડિરાશો આ બન્ને ક્ષેત્રોની ગેરહાજરીમાં જે પથ પર જતા હતા તે પથ પર જાય છે અને તે કેથોડ ડિરાશ નળીમાં બિંદુ B પર અથડાય છે. થોમસને દલીલ કરી કે વિદ્યુતીય અથવા ચુંબકીય ક્ષેત્રની હાજરીમાં કણોના તેમના માર્ગમાંથી વિચલનની માત્રા નીચેની બાબતો પર આધાર રાખે છે.

- કણો પરના ઋણવીજભાર પર; કણો પરના વીજભારની માત્રા જેટલી વધારે તેટલી વધારે વિદ્યુતીય અથવા ચુંબકીય ક્ષેત્રની પારસ્પરિક કિયા અને તેથી વધારે વિચલન.
- કણોનું દળ – કણો જેટલાં હલકા તેટલું વધુ વિચલન.

(iii) વિદ્યુતીય અથવા ચુંબકીય ક્ષેત્રના બળ પર – મૂળ પથમંથી ઈલેક્ટ્રોનનું વિચલન વિદ્યુતપૂર્વો વચ્ચેના વોલ્ટેજના વધારા સાથે વધે છે અથવા ચુંબકીય ક્ષેત્રની પ્રબળતા સાથે પણ વધે છે.

વિદ્યુતીય ક્ષેત્ર અથવા ચુંબકીય ક્ષેત્રની પ્રબળતા પૈકી કોઈ પણ એકની હાજરીમાં ઈલેક્ટ્રોન વિચલનની માત્રાનું ચોકસાઈપૂર્વક માપન કરીને થોમસન e/m_e ગુણોત્તર નક્કી કરી શકેલા જે નીચે પ્રમાણે છે :

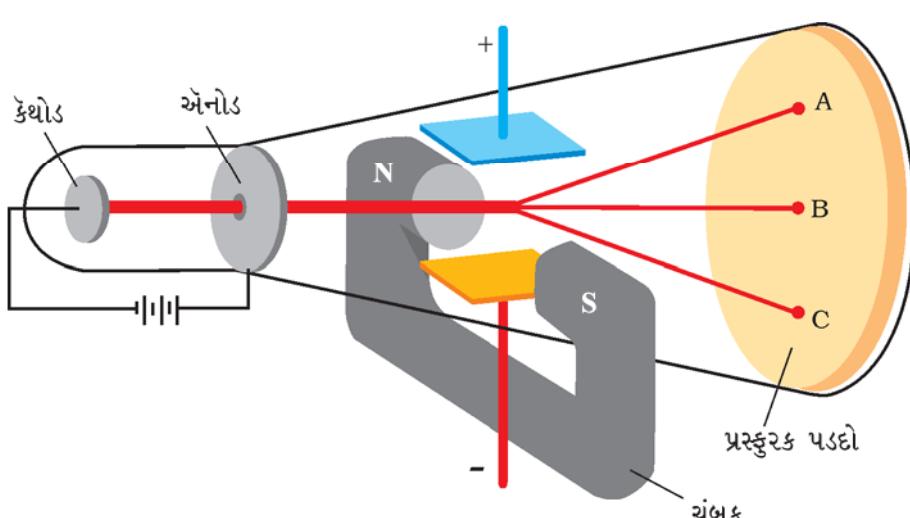
$$e/m_e = 1.758820 \times 10^{11} \text{ Ckg}^{-1} \quad (2.1)$$

જ્યાં, m_e ઈલેક્ટ્રોનનું દળ kg એકમમાં છે અને e ઈલેક્ટ્રોન પરના વીજભારની માત્રા ફુલખ (C)માં છે. ઈલેક્ટ્રોન ઋણ વીજભાર ધરાવતા હોવાથી ઈલેક્ટ્રોન પર વીજભાર ઋણ હોય છે એટલે કે $-e$.

2.1.3 ઈલેક્ટ્રોન પરનો વીજભાર (Charge on the Electron)

આર. એ. મિલિકને (Milikan)(1868-1953) ઈલેક્ટ્રોનનો વીજભાર નક્કી કરવા માટે એક પદ્ધતિ વિકસાવી (1906-'14) જે તેલ બિંદુ પદ્ધતિ (oil drop method) તરીકે જાણીતી છે. તેને માલૂમ પડ્યું કે ઈલેક્ટ્રોન પરનો વીજભાર $-1.6 \times 10^{-19} \text{ C}$ છે. હાલમાં સ્વીકારાયેલ મૂલ્ય $-1.6022 \times 10^{-19} \text{ C}$ છે. થોમસનના નક્કી કરેલા e/m_e ગુણોત્તરને આ પરિણામો સાથે જોડતાં ઈલેક્ટ્રોનનું દળ નક્કી કરી શકાયું હતું.

$$m_e = \frac{e}{e/m_e} = \frac{1.6022 \times 10^{-19} \text{ C}}{1.758820 \times 10^{11} \text{ Ckg}^{-1}} \\ = 9.1094 \times 10^{-31} \text{ kg} \quad (2.2)$$



આકૃતિ 2.2 ઈલેક્ટ્રોનના વીજભાર અને દળનો ગુણોત્તર નક્કી કરવાનું સાધન

2.1.4 પ્રોટોન અને ન્યુટ્રોનની શોધ (Discovery of Protons and Neutrons)

ફરફારવાળી કેથોડ કિરણ નળીમાં વિદ્યુતવિભાર કરતાં ધન વીજભાર ધરાવતા કષોની શોધ થઈ હતી. તેમને કેનાલ (canal) કિરણો તરીકે ઓળખવામાં આવ્યા હતા. આ ધનવીજભાર ધરાવતા કષોની લાક્ષણિકતાની યાદી નીચે પ્રમાણે છે :

- (i) કેથોડ કિરણો કરતાં વિપરિત ધનવીજભારવાળા કષો કેથોડ નળીમાં હાજર રહેલા વાયુના સ્વભાવ પર આધાર રાખે છે. આ માત્ર સાદા ધનવીજભારિત વાયુમય આયનો છે.
- (ii) કષોના વીજભાર અને દળનો ગુણોત્તર વાયુ કે જેમાંથી તે ઉદ્ભબે છે તેના પર આધાર રાખે છે.
- (iii) કેટલાક ધનવીજભારિત કષો વિદ્યુતભારના મૂળભૂત એકમના ગુણક જેટલો ધન વીજભાર ધરાવે છે.
- (iv) ચુંબકીય અથવા વિદ્યુતીય ક્ષેત્રોની હાજરીમાં આ કષોની વર્તણૂક ઈલેક્ટ્રોન અથવા કેથોડ કિરણો કરતાં તદ્દન વિપરિત (opposite) છે.

સૌથી નાનો અને હલકો ધન આયન હાઇડ્રોજનમાંથી મેળવાયો હતો અને તેને પ્રોટોન કહે છે. આ ધન વીજભારિત ક્ષેત્ર 1919માં લાક્ષણિક તરીકે દર્શાવાયો હતો. ત્યારબાદ એવું લાગવા માંડયું હતું કે તેમાં વિદ્યુતીય રીતે તટસ્થ કષો પણ હોવા જોઈએ, જેની પરમાણુના સંગઠનમાં જરૂરિયાત હોય. આ કષો ચેડવીક (Chadwick) (1932) બેન્ટિલિયમના પાતળા પતરા પર આલફા કષોનો મારો (bombarding) ચલાવીને શોધેલા. આ વિદ્યુતીય રીતે તટસ્થ કષો જેમનું દળ ઉત્સર્જિત થયેલા પ્રોટોન કરતાં થોડું વધારે હતું. તેમણે આ કષોને ન્યુટ્રોન નામ આપ્યું. આ મૂળભૂત કષોના ગુણધર્મો કોષ્ટક 2.1માં આપેલ છે.

2.2 પરમાણ્વીય નમૂના (Atomic Models)

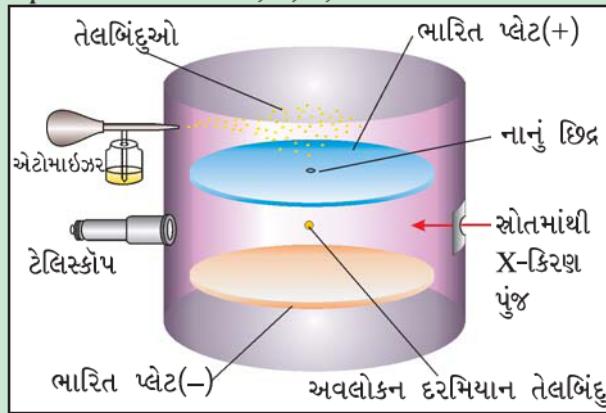
અગાઉના વિભાગોમાં વર્ણવેલા પ્રયોગોના મળેલા પરિણામોને એવું સૂચન કર્યું કે ડાયનનાનો અવિભાજ્ય પરમાણુ, ધન અને ઋણ ભાર ધરાવતા અવપરમાણ્વીય કષોનો બનેલો છે.

વૈજ્ઞાનિકો સમક્ષ તે સમયે જે મોટી સમસ્યાઓ હતી તે નીચે પ્રમાણે હતી :

- અવપરમાણ્વીય કષોની શોધ પછી પણ પરમાણુની સ્થાયીતા સમજાવવી.
- એક તત્ત્વની બીજા તત્ત્વ સાથેની વર્તણૂકની સરખામણી ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોના સંદર્ભમાં કરવી.

મિલિકન તેલ બિંદુ પદ્ધતિ

વિદ્યુતીય સંઘટક(condenser)ની ઉપરની ખેટર (plate)માં કરેલા નાના છિદ્રમાંથી તેલના બિંદુઓ જે એટમાઈજરની (પદાર્થને નાના નાના કષોમાં ફેરવવાનું સાધન) મદદથી ધૂમ્મસરૂપે દાખલ કરવામાં આવેલા. આ તેલબિંદુનું નીચેની તરફનું ગમન માઈકોમીટર નેત્રિકા (આઈપીસ) ધરાવતા ટેલિસ્કૉપની મદદથી જોવામાં આવ્યું હતું. આ તેલબિંદુઓના નીચે તરફના પતનનો દર નક્કી કરીને મિલિકન (Millikan) તેલબિંદુનું દળ નક્કી કરી શક્યા. ચેમ્બરમાંથી ક્ષેત્ર-કિરણોના પુંજને પસાર કરીને આયનીકરણ કરવામાં આવ્યું હતું. આ તેલબિંદુઓ પરનો વિદ્યુતીય ભાર વાયુમય આયનો સાથે અથડામણથી પ્રાપ્ત થયો. આ ભારિત તેલબિંદુઓના પડવાનો દર ઓછો કરી શકાય. પ્રવેગિત કરી શકાય અથવા સ્થિર રાખી શકાય. આ તેલબિંદુ પરનો ભાર અને ધ્રુવીયતા તથા ખેટરમાં લાગુ પાડેલ વોલ્ટેજની પ્રબળતાની તેલબિંદુની ગતિ પર વિદ્યુતીય ક્ષેત્રની અસર માપીને મિલિકને તારણ કાઢ્યું કે તેલબિંદુઓ પર ભાર વની માત્રા હેઠળાં વિદ્યુતીય ભાર એનો પૂર્ણ ગુણક છે. એટલે કે $q = ne$. જ્યાં $n = 1, 2, 3, \dots$



આફ્ટે 2.3 ભાર ‘e’ નક્કી કરવાની મિલિકન તેલબિંદુ સાધન. ચેમ્બરમાં (પાત્રમાં) તેલબિંદુ પર અસર કરતાં બળોમાં ગુરુત્વકર્ષણીય, વિદ્યુતીય ક્ષેત્રને લીધે સ્થિરવિદ્યુતીય અને જ્યારે બિંદુ ખસે ત્યારે સ્નાય્ટરનાને લીધે મેચતું બળનો સમાવેશ થાય છે.

- જુદા જુદા પરમાણુઓના સંયોગીકરણથી બનતા જુદા જુદા આણુઓના સર્જનની સમજણ આપવી.
- પરમાણુ દ્વારા શોધાતા કે ઉત્સર્જન પામતાં વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણની લાક્ષણિકતાનો સ્વભાવ અને ઉદ્ભબને સમજવા.

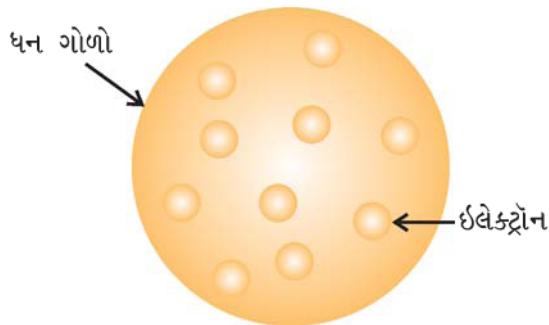
કોષ્ટક 2.1 મૂળભૂત કષોના ગુણવર્મો

નામ	સંજ્ઞા	નિરપેક્ષ ભાર / C	સાપેક્ષ ભાર	દળ/kg	દળ/u	આશરે દળ/u
ઇલેક્ટ્રોન	e	-1.6022×10^{-19}	-1	9.10939×10^{-31}	0.00054	0
પ્રોટોન	p	$+1.6022 \times 10^{-19}$	+1	1.67262×10^{-27}	1.00727	1
ન્યૂટ્રોન	n	0	0	1.67493×10^{-27}	1.00867	1

જુદા જુદા નમૂનાઓ પરમાણુમાં આ ભારિત કષો કેવી રીતે વહેંચાયેલા છે તે વિશે રજૂ કરવામાં આવ્યા આમાંના ઘડા નમૂના પરમાણુની સ્થાયીતા સમજાવી શક્યા ન હતા. આમાંના બે નમૂના જે. જે. થોમસન (J. J. Thomson) અને એર્ન્સ્ટ રૂથરફર્ડ (Ernst Rutherford) નમૂનાની ચર્ચા નીચે કરવામાં આવી છે.

2.2.1 પરમાણુનો થોમસન નમૂનો (Thomson Model of Atom)

જે. જે. થોમસને 1898માં રજૂઆત કરી કે પરમાણુ ગોળાકાર આકાર ધરાવે છે (ત્રિજ્યા આશરે 10^{-10} m). જેમાં ધનભાર એકસરખી રીતે બધે વહેંચાયેલો છે અને ઇલેક્ટ્રોન તેમાં એવી રીતે ગોઠવાઈ ગયા છે કે સૌથી વધુ સ્થાયી સ્થિર વિદ્યુતીય રચના આપે છે (આકૃતિ 2.4). આ નમૂનાને ઘડા જુદા જુદા નામો આપવામાં આવ્યા છે. જેમકે ખલુમ પુર્ઝિગ, રાઈસન પુર્ઝિગ અથવા વોટરમેલન (તડબૂચ).



આકૃતિ 2.4 પરમાણુનો થોમસન નમૂનો

આ નમૂનામાં પરમાણુના ધનભારને પુર્ઝિગ કે તડબૂચ તરીકે કલ્પી શકીએ જેમાં ખલુમ અથવા બીજ (ઇલેક્ટ્રોન) પથરાયેલા છે. આ નમૂનાની એક અગત્યની બાબત એ હતી કે પરમાણુનું દળ એકસરખી રીતે બધે વહેંચાયેલું છે, તેમ ધારી શકાયું. આમ છતાં આ નમૂનો પરમાણુની એકંદરે તરસ્થતા સમજાવી શકતો પણ પાછળથી મેળવેલા પરિણામો સાથે સુસંગત ન હતો. જે. જે. થોમસનને 1906માં બૌતિકવિજ્ઞાનમાં નોભેલ પારિતોષિક આપવામાં આવ્યું હતું. આ પારિતોષિક તેમના વાયુઓથી વિદ્યુતનું વહન થવા અંગેના સૈદ્ધાંતિક તેમજ પ્રાયોગિક સંશોધનોના કારણે આપવામાં આવ્યું હતું.

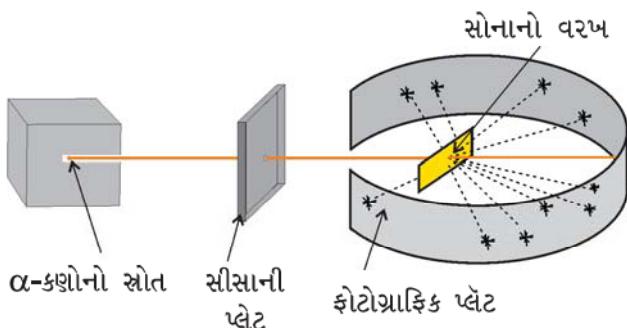
ઓગાણીસમી સદીના પૂર્વાર્ધમાં અગાઉ જાળાવ્યા ઉપરાંત જુદા પ્રકારના કિરણો શોધાયા હતા. વિલહેમ રોન્ટ્જન (Wilhalm Roentgen) (1845-1923) એ 1895માં દર્શાવ્યું કે કેંધોડ કિરણ ઇલેક્ટ્રોન નજીમાં રહેલા પદાર્થ સાથે અથડાય છે ત્યારે તે કેંધોડ નજીની બહાર ગોઠવેલા પ્રસ્કૃતરણ પદાર્થને પ્રસ્કૃતિ કરે છે. રોન્ટ્જનને આ વિકિરણનો સ્વભાવ ખબર ન હોવાથી તેનું નામ ક્ષ-કિરણો આપ્યું જે હજુ પણ વપરાય છે. એ નોંધવામાં આવ્યું કે જ્યારે ઇલેક્ટ્રોન ધાતુ અનોડ જેને લક્ષ્ય (target) કહે છે તેની સાથે અથડાય છે ત્યારે ક્ષ-કિરણો ઉદ્ભબે છે. આ કષો વિદ્યુતીય કે ચુંબકીય ક્ષેત્રથી વિચલિત થતાં નથી, પરંતુ તેમના પદાર્થમાં પસાર થવાની બેદનશક્તિ (penetrating power) ધારી ઊંચી છે. આ જ કારણને લીધે આ કિરણોનો ઉપયોગ વસ્તુના આંતરિક ભાગોનો અત્યાસ કરવામાં થાય છે. આ કિરણો ધારી ટૂંકી તરંગલંબાઈવાળા હોય છે (~ 0.1 nm) અને વિદ્યુતચુંબકીય ખાસિયત ધરાવે છે (વિભાગ 2.3.1).

હેન્રી બેક્વેરેલ (Henri Becquerel) (1852-1908) અવલોકિત કર્યું કે કેટલાક તત્ત્વો એવાં છે કે જે આપમેળે વિકિરણનું (ઉત્સર્જન) કરે છે. અને આ ઘટનાને રેટિયોસક્રિપ્ટા કહી અને તે તત્ત્વોને રેટિયોસક્રિપ્ટ તત્ત્વો કહ્યાં. આ ક્ષેત્રનો વિકાસ મેરી ક્યુરિ (Marie Curie), પીયરી ક્યુરિ (Piere Curie), રૂથરફર્ડ, ફેડરિક સોડીએ કરેલો. એવું અવલોકન કરવામાં આવેલું કે ત્રણ પ્રકારના - આલ્ફા (α), બીટા (β) અને ગોમા (γ) કિરણો ઉત્સર્જિત થાય છે. રૂથરફર્ડ શોધ્યું કે α-કિરણો ઊંચી ઊર્જા ધરાવતા કષો છે જે બે એકમ ધનભાર અને ચાર એકમ પરમાણુિય દળ ધરાવે છે. તેમણે સમાપન કર્યું કે α-કષો હિલિયમ કેન્દ્ર છે, જ્યારે α-કષો બે ઇલેક્ટ્રોન સાથે સંયોજાય છે. ત્યારે હિલિયમ વાયુ આપે છે. β-કિરણો ત્રણ વીજબારિત

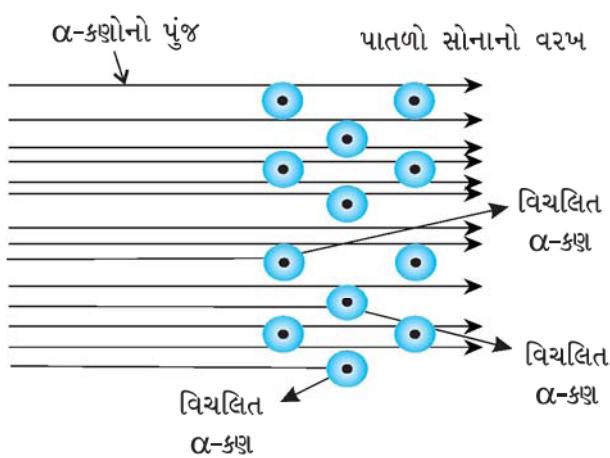
કણો છે અને ઈલેક્ટ્રોન જેવાં છે. γ -કિરણો, X-કિરણો જેવાં ઊંચી આવૃત્તિના વિકિરણ છે, સ્વભાવે તટસ્થ છે. અને કોઈ કણ ધરાવતા નથી. બેદનશક્તિના સંદર્ભમાં α -કણો સૌથી ઓછી, પછી β -કિરણો (α -કણો કરતાં 100 ગાડી) વધુ બેદનશક્તિ અને γ -કિરણો (α -કણોની બેદનશક્તિ કરતાં) 1000 ગાડી વધારે છે.

2.2.2 રૂથરફોર્ડનો પરમાણુનો કેન્દ્રિય નમૂનો (Rutherford's Nuclear Model of Atom)

રૂથરફોર્ડ અને તેમના વિદ્યાર્થીઓ હેન્સ ગાઈગર (Hans Geiger) અને એર્નેસ્ટ માર્સ્ડેન (Ernest Marsden) સોનાના ખૂબ પાતળા વરખ પર α -કણોનો મારો ચલાવ્યો. ખૂબ જ જાણીતો રૂથરફોર્ડનો α -કણ પ્રકીર્ણન પ્રયોગ આકૃતિ 2.5માં દર્શાવેલ છે.



A. રૂથરફોર્ડનો પ્રકીર્ણન પ્રયોગ



B. સોનાના વરખનું વ્યવસ્થિત આણીય દશ્ય

આકૃતિ 2.5 રૂથરફોર્ડના પ્રકીર્ણન પ્રયોગનું વ્યવસ્થિત દશ્ય. જ્યારે આલ્ફા (α) કણોનું પુંજ પાતળા સોનાના વરખ પર અથડાય છે ત્યારે તેમાંના મોટા ભાગના કણો વધુ અસર પામ્યા સિવાય પસાર થઈ જાય છે. કેટલાક વિચલન પામે છે.

સોનાની ધાતુના 100 nm જેટલી જાડાઈના પાતળા વરખ ઉપર રેટિયોસક્રિય સોતમાંથી ઊંચી શક્તિ ધરાવતા α -કણોના પ્રવાહનો મારો ચલાવ્યો. સોનાના આ પાતળા વરખને ફરતે વર્તુળકાર પ્રસ્કૃતક જિંક સલ્ફાઇડનો પડદો લગાડેલો હતો, જ્યારે પડા α -કણ આ પડદા પર અથડાય ત્યારે પ્રકાશનો નાનો ઝબકારો થતો હતો.

આ પ્રકીર્ણન પ્રયોગના પરિણામો તદ્દન બિનઅપેક્ષિત હતાં. થોમસનના પરમાણુના નમૂના પ્રમાણો સોનાના વરખમાં દરેક પરમાણુનું દળ સમગ્ર પરમાણુમાં સમાન રીતે પથરાયેલું હોવું જોઈએ અને α -કણો એટલી જરૂરી ઊર્જા ધરાવે છે કે તે સમાન રીતે વહેંચાયેલા દળમાંથી પસાર થઈ શકે. અહીં એવી અપેક્ષા કરવામાં આવી હતી કે કણો ધીમા પડવા જોઈએ અને પતરામાંથી પસાર થતાં નાના સરખા ખૂંઝો દિશા બદલશે. એવું નોંધવામાં આવું કે,

- મોટા ભાગના α -કણો સોનાના વરખમાંથી વિચલન પામ્યા વગર પસાર થયા.
- ખૂબ જ ઓછા પ્રમાણમાં α -કણોનું બહુ નાના ખૂંઝાએ વિચલન થયું.
- ઘણા ઓછા α -કણો (20,000માં ~1) અથડાઈને લગભગ 180°ના ખૂંઝો પાછા ફર્યા.

ઉપરના અવલોકનોના આધારે રૂથરફોર્ડ પરમાણુના નમૂના અંગે નીચે પ્રમાણેના તારણો કર્યા :

- મોટા ભાગના α -કણો વિચલિત થયા વગર પસાર થઈ જવાથી પરમાણુમાંનો મોટો વિસ્તાર ખાલી હોવો જોઈએ.
- ધનભાર ધરાવતાં થોડા α -કણો વિચલિત થયાં. આ વિચલન કોઈ ખૂબ જ મોટા અપાર્કર્ષણ બળને લીધે હોવું જોઈએ અને તેથી કઢી શકાય કે ધનભાર પરમાણુમાં બધે જ પ્રસરેલો નથી જે થોમસનના નમૂનામાં સૂચવવામાં આવેલું. ધનભાર ખૂબ જ નાના કદમાં સંકેન્દ્રિત થયેલો હોવો જોઈએ જે આ α -કણોનું અપાર્કર્ષણ અને વિચલન કરે છે.
- રૂથરફોર્ડ કરેલી ગણતરીઓ પરથી દર્શાવાયું કે કેન્દ્ર દ્વારા રોકાયેલું કદ પરમાણુના કુલ કદની સરખામણીમાં નહિવતૂ છે. પરમાણુની ત્રિજ્યા આશરે 10^{-10} m છે, જ્યારે કેન્દ્રની ત્રિજ્યા 10^{-15} m છે. કદમાં જોવા મળતા આ તફાવતનો અનુભવ એ રીતે કરી શકાય કે જો કેન્દ્રને કિકેટનો દડો માનીએ તો પરમાણુની ત્રિજ્યા આશરે 5 કિમી જેટલી હોય.

ઉપરના અવલોકનો અને તારણો પરથી રૂથરફોર્ડ પરમાણુનો કેન્દ્રિય નમૂનો (પ્રોટોનની શોધ પછી) સૂચવ્યો. આ નમૂના પ્રમાણે :

- (i) પરમાણુનો ધનભાર અને પરમાણુનું મોટા ભાગનું દળ ખૂબ જ ગીતાથી ઘણા નાના ભાગમાં સંકેન્દ્રિત થયેલું હતું. રૂથરફોર્ડ પરમાણુના આ ખૂબ જ નાના ભાગને કેન્દ્ર (nucleus) કહ્યું હતું.
- (ii) આ કેન્દ્રની આજુબાજુ રહેલા ઇલેક્ટ્રોન કેન્દ્રની આસપાસ અને ઘણી ઝડપથી વર્તુળાકાર પથમાં ઘૂમે છે જેને કક્ષાઓ કહી. આમ, રૂથરફોર્ડના પરમાણુ નમૂનાને સૌરમંડળ સાથે સરખાવી શકાય જેમાં પરમાણુ કેન્દ્રને સૂર્ય સાથે અને ઇલેક્ટ્રોનને ભ્રમણ કરતા ગ્રહો સાથે સરખાવી શકાય.
- (iii) ઇલેક્ટ્રોન અને કેન્દ્ર એકબીજાની સાથે સ્થિરવિદ્યુતીય આકર્ષણ બળોથી જોડાયેલા છે.

2.2.3 પરમાણીય-કમાંક અને દળ કમાંક (Atomic Number and Mass Number)

કેન્દ્ર પરનો ધનભાર તેમાં રહેલા પ્રોટોનને કારણે છે. આગળ પ્રસ્તાવિત કર્યા પ્રમાણે પ્રોટોનનો ભાર ઇલેક્ટ્રોનના ભાર જેટલો પરંતુ તેનાથી વિસુદ્ધ છે. કેન્દ્રમાં રહેલા પ્રોટોનની સંખ્યા પરમાણીય-કમાંક (Z) બારાબર હોય છે. ઉદાહરણ તરીકે હાઈડ્રોજનના કેન્દ્રમાં 1 પ્રોટોન છે, સોડિયમના પરમાણુમાં 11 પ્રોટોન છે તેથી હાઈડ્રોજનનો પરમાણીય-કમાંક 1 અને સોડિયમનો પરમાણીય-કમાંક 11 છે. વિદ્યુતીય તટસ્થતા જાળવી રાખવા માટે તેનાં પ્રોટોનની સંખ્યા (પરમાણીય-કમાંક Z) જેટલા જ ઇલેક્ટ્રોન હોવા જોઈએ. ઉદાહરણ તરીકે હાઈડ્રોજન પરમાણુમાં અને સોડિયમ પરમાણુમાં અનુકૂળે 1 અને 11 ઇલેક્ટ્રોન હોવા જોઈએ.

$$\begin{aligned} \text{પરમાણીય-કમાંક (Z)} &= \text{પરમાણુના કેન્દ્રમાં રહેલા પ્રોટોનની સંખ્યા} \\ &= \text{તટસ્થ પરમાણુમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા} \end{aligned} \quad (2.3)$$

પ્રોટોનને કારણે જ કેન્દ્રનો ધનભાર હોવાથી કેન્દ્રનું દળ પ્રોટોન અને ન્યૂટ્રોનના દળને લીધે જ હોવું જોઈએ. અગાઉ નોંધા પ્રમાણે કેન્દ્રમાં રહેલ પ્રોટોન અને ન્યૂટ્રોનને સંયુક્ત રીતે ન્યુક્લિઓન્સ (Nucleons) તરીકે ઓળખવામાં આવે છે. ન્યુક્લિઓનની કુલ સંખ્યા પરમાણુનો દળ-કમાંક (A) કહેવાય છે.

$$\text{દળકમાંક (A)} = \text{પ્રોટોનની સંખ્યા (Z)} + \text{ન્યૂટ્રોનની સંખ્યા (n)} \quad (2.4)$$

2.2.4 સમભારિકો અને સમસ્થાનિકો (Isobars and Isotopes)

કોઈ પણ પરમાણુનું સંઘટન સામાન્ય તત્ત્વની સંજ્ઞા X અને તેના ઉપર ડાબી બાજુએ મૂર્ખ (superscript) તરીકે પરમાણીયદળ કમાંક (A) અને પાદાંક (subscript) તરીકે ડાબી બાજુએ નીચે પરમાણીય-કમાંક (Z) (એટલે કે ${}^A_Z X$ તરીકે) દર્શાવાય છે.

સમભારિકો એટલે સરખા દળકમાંક પરંતુ જુદા જુદા પરમાણીય-કમાંક ધરાવતા પરમાણુઓ. ઉદાહરણ તરીકે ${}^{14}_6 C$, ${}^{14}_7 N$. સમાન પરમાણીય-કમાંક અને જુદા જુદા દળકમાંક ધરાવતા પરમાણુઓને સમસ્થાનિકો કહે છે. બીજા શરીરોમાં કહીએ તો (સમીકરણ 2.4 પ્રમાણે) એ સ્પષ્ટ થાય છે કે સમસ્થાનિકો વચ્ચેનો આ તફાવત કેન્દ્રમાં રહેલા ન્યૂટ્રોનની જુદી જુદી સંખ્યાને લીધે છે. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો હાઈડ્રોજન પરમાણુઓમાંના 99.985 % હાઈડ્રોજન પરમાણુ માત્ર 1 પ્રોટોન ધરાવે છે. આ સમસ્થાનિકને પ્રોટીયમ (${}_1^1 H$) કહે છે. બાકીના ટકમાં બે અન્ય સમસ્થાનિક જેમાં 1 પ્રોટોન અને 1 ન્યૂટ્રોન ધરાવે છે. તેને ડયુટેરિયમ (${}_1^2 D$ 0.015 %) અને અન્ય જે 1 પ્રોટોન અને 2 ન્યૂટ્રોન ધરાવે છે તેને ટ્રિટિયમ (${}_1^3 T$) કહે છે. ટ્રિટિયમ પૃથ્વીમાં અલ્યમાત્રામાં મળી આવે છે. સામાન્ય રીતે મળી આવતા અન્ય સમસ્થાનિકોના ઉદાહરણમાં કાર્બન પરમાણુ છે. જે 6 પ્રોટોન ઉપરાંત 6, 7 અને 8 ન્યૂટ્રોન ધરાવે છે (${}^{12}_6 C$, ${}^{13}_6 C$, ${}^{14}_6 C$). ક્લોરિનના સમસ્થાનિક 17 પ્રોટોન ઉપરાંત 18 અને 20 ન્યૂટ્રોન ધરાવે છે (${}^{35}_{17} Cl$, ${}^{37}_{17} Cl$).

સમસ્થાનિકો અંગે એક અગત્યનો મુદ્દો નોંધવા જેવો છે. પરમાણુના રાસાયણિક ગુણધર્મો પરમાણુમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યાથી નિયંત્રિત થાય છે અને આ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા પ્રોટોનની સંખ્યા પરથી નક્કી થાય છે. તત્ત્વના રાસાયણિક ગુણધર્મો પર કેન્દ્રમાં રહેલા ન્યૂટ્રોનની સંખ્યાની અસર ખૂબ જ ઓછી હોય છે. આથી જ આપેલ તત્ત્વના બધા જ સમસ્થાનિકો સમાન રાસાયણિક ગુણધર્મો દર્શાવે છે.

કોયડો 2.1

$^{80}_{35}\text{Br}$ માં પ્રોટોન, ન્યુટ્રોન અને ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ગણો.

ઉકેલ :

$^{80}_{35}\text{Br}$ માં $Z = 35$, $A = 80$ અને સ્પીસિઝ તટસ્થ છે.
તેથી પ્રોટોનની સંખ્યા = ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા = $Z = 35$.
ન્યુટ્રોનની સંખ્યા = $80 - 35 = 45$ (સમીકરણ 2.4)

કોયડો 2.2

એક સ્પીસિઝમાં ઈલેક્ટ્રોન, પ્રોટોન અને ન્યુટ્રોનની સંખ્યા અનુકૂળે 18, 16 અને 16 છે. આ સ્પીસિઝની સંજ્ઞા દર્શાવો.

ઉકેલ :

પરમાણુવીય-ક્રમાંક પ્રોટોનની સંખ્યા બરાબર = 16.
આથી આ તત્ત્વ સહ્યકર (S) છે. પરમાણુવીય દળક્રમાંક =
પ્રોટોનની સંખ્યા + ન્યુટ્રોનની સંખ્યા = $16 + 16 = 32$.

સ્પીસિઝ તટસ્થ નથી કારણ કે પ્રોટોનની સંખ્યા અને ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા સરખી નથી. તે ઋજાયાયન છે. (ઋજા ભાર દર્શાવે છે) જેનો ભાર ઈલેક્ટ્રોનની વધારાની સંખ્યા $18 - 16 = 2$ થશે. આથી સ્પીસિઝની સંજ્ઞા $^{32}_{16}\text{S}^{2-}$ થશે.

નોંધ : $^{A}_{Z}\text{X}$ સંકેતનો ઉપયોગ કરતાં પહેલાં શોધી કાઢો કે સ્પીસિઝ તટસ્થ પરમાણુ છે કે ધનાયન કે ઋજાયન. જો તે તટસ્થ હોય તો સમીકરણ (2.3) વાજબી ગણાશે એટલે કે પ્રોટોનની સંખ્યા ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા = પરમાણુવીય-ક્રમાંક. જો સ્પીસિઝ આયન હોય તો નક્કી કરો કે પ્રોટોનની સંખ્યા = ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યાથી વધારે છે (ધનાયન - ધનભાર ધરાવતો આયન) અથવા પ્રોટોનની સંખ્યા ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યાથી ઓછી છે. (ઋજાયન - ઋજા ભાર ધરાવતો આયન.) ન્યુટ્રોનની સંખ્યા હંમેશાં $A - Z$ થી અધાર્ય છે, પછી તે સ્પીસિઝ તટસ્થ હોય કે આયન તરીકે હોય.

2.2.5 રૂથરફોર્ડ નમૂનાની ખામીઓ (Drawbacks of Rutherford Model)

રૂથરફોર્ડનો નમૂનો નાના પાયા પર સૂર્યમંડળ (ગ્રહોની ગોઠવણી) જેવો છે. જેમાં કેન્દ્ર દળદાર સૂર્યનો ભાગ

ભજવે છે અને ઈલેક્ટ્રોન બીજા હલકા ગ્રહોની જેમ છે. જો ચિરસંમત (classical) યંત્રશાસ્ત્ર * સૂર્યમંડળને લાગુ પાડીએ તો તે દર્શાવે છે કે ગ્રહો સૂર્યની આજુબાજુ સ્પષ્ટ રીતે વ્યાખ્યાપિત કરેલી કક્ષાઓમાં ઘૂમે છે. ગ્રહોના ગુરુત્વાકર્ષણ બળને

$\left(G \frac{m_1 m_2}{r^2} \right)$ દ્વારા દર્શાવી શકાય છે. જ્યાં m_1 અને m_2 દળ છે તથા r દળના અલગીકરણનું અંતર છે. G ગુરુત્વાકર્ષણ અચળાંક છે.

સૂર્યમંડળ અને કેન્દ્રિય નમૂના વચ્ચે સરખામણી કરીએ તો કહી શકીએ કે ઈલેક્ટ્રોન કેન્દ્રની આજુબાજુ નિશ્ચિત કક્ષામાં ઘૂમતા હોવા જોઈએ. આ ઉપરાંત કુલમ્બ બળો ($Kq_1 q_2 / r^2$) જ્યાં q_1 અને q_2 ભાર છે અને r ભારને અલગ કરતું અંતર છે. K ઈલેક્ટ્રોન અને કેન્દ્ર વચ્ચેનો સમપ્રમાણતા અચળાંક છે. ગાળિતીય રીતે તે ગુરુત્વાકર્ષણ બળ છે. જ્યારે કોઈ પદાર્થ કક્ષામાં ઘૂમે છે ત્યારે તે પ્રવેગિત થાય છે. (જો પદાર્થ અચળ ગતિથી કક્ષામાં ઘૂમતો હોય તો પણ દિશા બદલવાના કારણે પ્રવેગિત થબો જોઈએ.) આથી કેન્દ્રિય નમૂનામાં ઈલેક્ટ્રોન ગ્રહની જેમ કક્ષામાં ઘૂમે છે અને પ્રવેગિત થાય છે. મેક્સાવેલના વિદ્યુતચુંબકીય સિદ્ધાંત પ્રમાણો કોઈ ભારિત કણ પ્રવેગિત થાય ત્યારે વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણ ઉત્સર્જિત કરે છે. (આ ઘટના ગ્રહો માટે બનતી નથી કારણ કે તેઓ ભારવિહિન હોય છે). આથી કક્ષામાંનો ઈલેક્ટ્રોન વિકિરણનું ઉત્સર્જન કરશે. વિકિરણ વડે લઈ જવાતી ઊર્જા ઈલેક્ટ્રોનીય ગતિમાંથી આવે છે. આથી કક્ષાઓનું સંકોચયવાનું ચાલુ જ રહેશે. ગણતરીઓએ દર્શાવ્યું છે કે ઈલેક્ટ્રોન 10^{-8} s માં જ સર્પિલ થઈને કેન્દ્રમાં જશે. પરંતુ આવું બનતું નથી. આમ રૂથરફોર્ડનો નમૂનો પરમાણુની સ્થાયીતા સમજાવી શકતો નથી. જો ઈલેક્ટ્રોનની ગતિ ચિરસંમત યંત્રશાસ્ત્ર અને વિદ્યુતચુંબકીય સિદ્ધાંતોના આધારે વર્ણવીએ તો તમે પૂછી શકો છો કે કક્ષામાં ઈલેક્ટ્રોનની ગતિ જે પરમાણુને અસ્થાયીતા પર લઈ જતાં હોય તો ઈલેક્ટ્રોન કેન્દ્રની આસપાસ સ્થિર કેમ ન ગણવા ?

* ચિરસંમત યંત્રશાસ્ત્ર ન્યુટનના ગતિના નિયમો પર આધારિત સૈદ્ધાંતિક વિજ્ઞાન છે તે સ્થૂળદર્શિય વસ્તુઓની ગતિના નિયમો નિર્દિષ્ટ કરે છે.

જો ઇલેક્ટ્રોન સ્થિર હોત તો ગીય કેન્દ્ર અને ઇલેક્ટ્રોન વચ્ચેના સ્થિરવિદ્યુતીય આકર્ષણને લીધે ઇલેક્ટ્રોન કેન્દ્ર તરફ બેંચાશે અને તેથી પરમાણુના થોમસન નમૂનાનું લઘુરૂપ રચાશે.

રૂથરફોર્ડ નમૂનાની બીજી ચિંતાજ્ઞનક ખામી એ હતી કે પરમાણુની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના માટે કંઈ જ વિગત દર્શાવતો નથી. એટલે કે કેન્દ્રની આસપાસ ઇલેક્ટ્રોન કઈ રીતે વહેંચાયેલા છે અને આ ઇલેક્ટ્રોનની ઊર્જા કેટલી છે ?

2.3 પરમાણુના બોહ્રના નમૂના તરફ દોરી જતો વિકાસ (Development Leading to the Bohr's Model of Atom)

ઐતિહાસિક રીતે જોઈએ તો દ્રવ્ય સાથે વિકિરણની પારસ્પરિક ડિયાને કારણો મળેલા પરિણામોએ પરમાણુ અને અણુના બંધારણ વિશે વિપુલ માહિતી પૂરી પાડી છે. નીલ બોહ્રે આ પરિણામોનો ઉપયોગ રૂથરફોર્ડ સૂચવેલા નમૂનામાં સુધારાવધારા કરવા માટે કર્યો. બોહ્રના પરમાણુના નમૂનાની રચનામાં બે વિકાસશીલ બાબતોએ મુખ્ય ભાગ ભજવ્યો છે :

- (i) વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણ દ્વેત સ્વભાવ જેનો અર્થ થાય છે કે વિકિરણ કણ જેવા અને તરંગ જેવા એમ બે પ્રકારના ગુણધર્મ ધરાવે છે.
- (ii) પરમાણવીય વર્ણપત્ર (spectra) અંગેના પ્રાયોગિક પરિણામો. પ્રથમ આપણે વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણનો દ્વિસ્વભાવ ચર્ચાશું. પરમાણવીય વર્ણપત્રને લગતા પ્રાયોગિક પરિણામોની ચર્ચા વિભાગ 2.4માં કરીશું.

2.3.1 વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણનો તરંગ સ્વભાવ (પ્રકૃતિ) (Wave Nature of Electromagnetic Radiation)

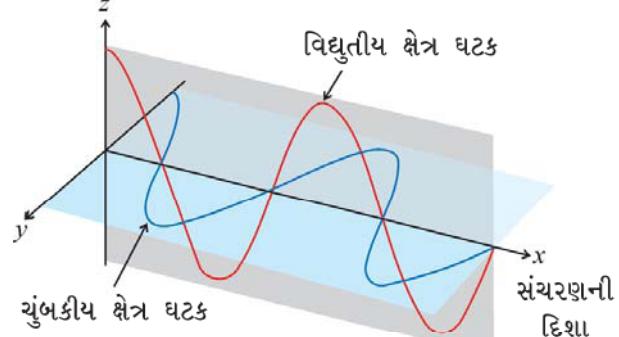
ઓગાણીસમી સદીની મધ્યમાં બૌતિકવિજ્ઞાનીઓએ ગરમ કરેલા પદાર્થો(વસ્તુઓ) વડે થતાં અવશોષણ અને ઉત્સર્જન વિકિરણનો સક્રિયરીતે અભ્યાસ કર્યો. તેમણે એ શોધવાનો પ્રયત્ન કર્યો કે ઉભીય વિકિરણો શેના બનેલા છે ? હવે એ ખૂબ જ જાણીતી હકીકિત બની ગયેલ છે કે ઉભીય વિકિરણ જુદી-જુદી આવૃત્તિઓ અથવા તરંગલંબાઈના વિદ્યુતચુંબકીય તરંગો છે. તે ઘણી બધી આધુનિક સંકલ્પનાઓ પર આધારિત છે, જે ઓગાણીસમી સદીની મધ્યમાં અજ્ઞાત હતી. ઉભીય વિકિરણના નિયમોનો સૌપ્રથમ સક્રિય અભ્યાસ 1850 માં થયો હતો. 1870

ની શરૂઆતમાં જેભ્સ કલાર્ક મેક્સવેલે વિદ્યુતચુંબકીય તરંગનો સિદ્ધાંત અને આવા તરંગોનું ઉત્સર્જન પ્રવેગિત વીજભાર ધરાવતા કણોને લીધે થાય છે તેવી બાબત વિકસાવી હતી. ત્યારબાદ હેનરીય હર્ટઝ (Heinrich Hertz) આ સિદ્ધાંતની પ્રાયોગિક સાબિતી આપી હતી. અહિંયા આપણે વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણો વિષે કેટલીક હકીકિતોનો અભ્યાસ કરીશું.

જેભ્સ મેક્સવેલ (James Maxwell)(1870) સૌ પ્રથમ વૈજ્ઞાનિક હતા જેમણે સ્થૂળદર્શી સ્તરે (macroscopic level) વિદ્યુતીય અને ચુંબકીય ક્ષેત્રની વર્તણૂક અને ભારિત પદાર્થો વચ્ચેની પારસ્પરિક ડિયાની વિગતવાર સમજણ આપી. તેમણે સૂચવ્યું કે જ્યારે વિદ્યુતીય રીતે ભારિત કણો પ્રવેગ હેઠળ ધૂમે છે ત્યારે એકાંતરીય રીતે વિદ્યુતીય અને ચુંબકીય ક્ષેત્ર ઉત્પન્ન થાય છે અને પારગમિત થાય છે. આ ક્ષેત્રો તરંગ તરીકે પારગમિત થાય છે. જેને વિદ્યુતચુંબકીય તરંગો અથવા વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણ કહે છે.

પ્રકાશ વિકિરણનું સ્વરૂપ છે. તે ઘણા સમયથી જાણીતું છે અને તેનો સ્વભાવ (પ્રકૃતિ) આદિકાળથી જાણીતો છે. અગાઉના સમયમાં (ન્યૂટન) પ્રકાશ કણો (corpuscles)નો બનેલો છે તેમ ધારવામાં આવેલું હતું. 19મી સદીમાં જ પ્રકાશની તરંગ પ્રકૃતિ પ્રસ્થાપિત થઈ હતી.

મેક્સવેલ ફરીવાર સૌપ્રથમ હતા જેમણે જણાવ્યું કે પ્રકાશના તરંગો આંદોલન કરતાં વિદ્યુતીય અને ચુંબકીય લાક્ષણિકતા સાથે સંકળામેલ છે (આદૃતિ 2.6). વિદ્યુતચુંબકીય



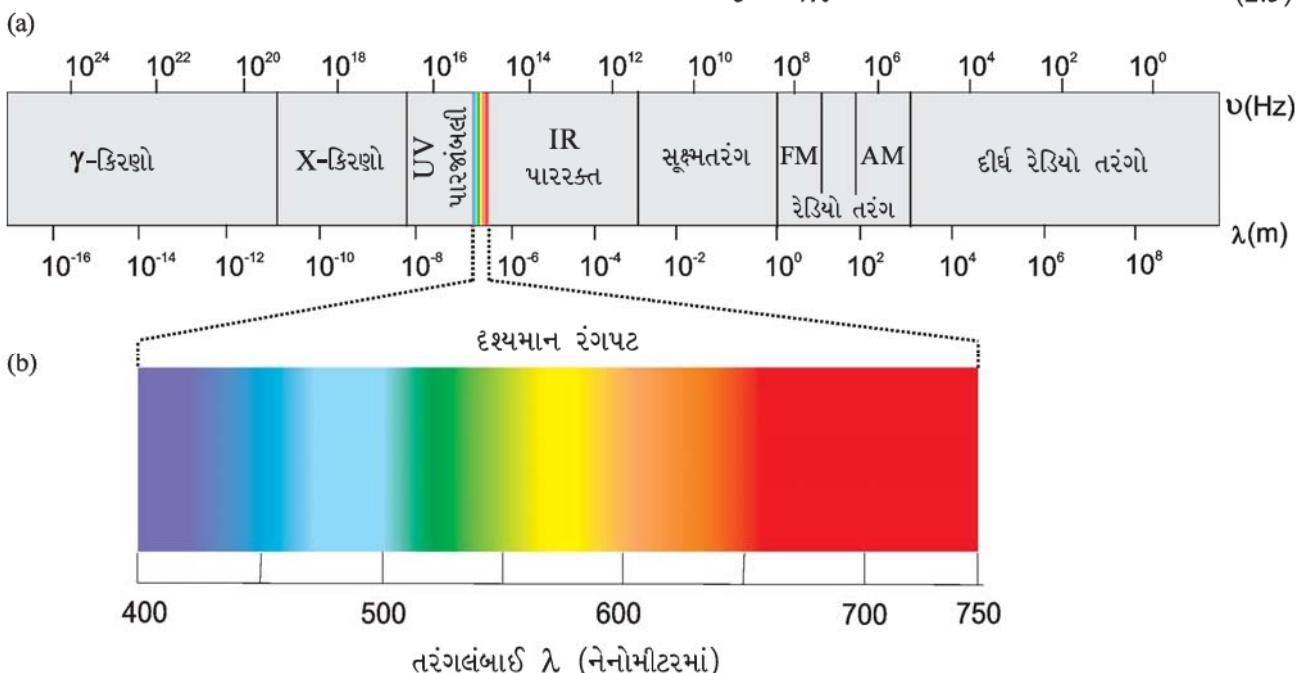
આદૃતિ 2.6 વિદ્યુતચુંબકીય તરંગના વિદ્યુતીય અને ચુંબકીય ક્ષેત્ર ઘટકો. આ ઘટકોને સરખી તરંગલંબાઈ, આવૃત્તિ ઝડપ અને કંપવિસ્તાર છે, પરંતુ તેઓ એકબીજાને લંબ સમતલમાં કંપે છે.

તરંગની ગતિ ઘણી જ જાટિલ હોવાથી આપણે અહીંથા તેના કેટલાક સરળ ગુણધર્મોને સમજીશું.

- (i) આંદોલન કરતાં ભારવાળા કણો દ્વારા ઉત્પાદિત આંદોલનીય વિદ્યુતીય અને ચુંબકીય ક્ષેત્ર એકબીજાને

- લંબ હોય છે અને તે તરંગના સંચરણની દિશાને પણ લંબ હોય છે. વિદ્યુતચુંબકીય તરંગનું સરળ ચિત્ર આકૃતિ 2.6માં દર્શાવેલ છે.
- (ii) અવાજના અથવા પાણીના તરંગોની જેમ વિદ્યુતચુંબકીય તરંગોને માધ્યમની જરૂર હોતી નથી, શૂન્યાવકાશમાં પણ ગતિ કરી શકે છે.
- (iii) હવે એ ઘણી સારી રીતે પ્રસ્તાવિત થયેલું છે કે વિદ્યુતચુંબકીય તરંગો ઘડા પ્રકારના હોય છે જે એકબીજાથી તેમની તરંગલંબાઈ અથવા આવૃત્તિથી અલગ પડે છે. આ એવી રૂચના કરે છે જેને વિદ્યુતચુંબકીય વર્ણપત્ર (આકૃતિ 2.7) કહેવામાં આવે છે. વર્ણપત્રના જુદા જુદા ભાગોને જુદા જુદા નામથી ઓળખવામાં આવે છે. કેટલાક ઉદાહરણો છે : રેઝિયો આવૃત્તિ ક્ષેત્ર (10^6 Hz) જેનો ઉપયોગ રેઝિયો પ્રસારણમાં થાય છે, સૂક્ષ્મતરંગ (microwave) ક્ષેત્ર (10^{10} Hz)નો ઉપયોગ રડાર માટે, પારક્રત (infrared) ક્ષેત્રનો ઉપયોગ (10^{13} Hz) ગરમ કરવા માટે થાય છે. અલ્ફા વાયોલેટ (પારંબદી) (10^{16} Hz) જે સૂર્યના વિકિરણનો એક ઘટક છે. ઘડો થોડો ભાગ (10^{15} Hz) જેને આપણે સામાન્ય રીતે દૃશ્યમાન પ્રકાશ કહીએ છીએ તે છે. આ એક જ એવો ભાગ છે કે જેને આપણી આંખો જોઈ શકે છે અથવા પારખી શકે છે. દૃશ્યમાન ન હોય તેવા વિકિરણની પરખ માટે ખાસ સાધનોની જરૂર પડે છે.
- (iv) વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણને રજૂ કરવા માટે જુદાજુદા પ્રકારના એકમોની જરૂર પડે છે. આ વિકિરણની લાક્ષણિકતા તેમના ગુણધર્મો જેવાં કે આવૃત્તિ (v) અને તરંગલંબાઈ (λ) દ્વારા નક્કી થાય છે. આવૃત્તિ (v)નો SI એકમ હર્ટ્ઝ (Hz, s^{-1}) વૈજ્ઞાનિક હેનરિય હર્ટ્ઝના નામ પરથી લીધેલ છે. તેની વાખ્યા આપી શકાય કે – એક સેકન્ડમાં આપેલ બિંદુમાંથી પસાર થતાં તરંગોની સંખ્યા.
- તરંગલંબાઈમાં લંબાઈ માટેનો એકમ જરૂરી બને. તમે જાણો છો કે લંબાઈનો SI એકમ મીટર (m) છે. વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણ જુદા જુદા પ્રકારના તરંગો ધરાવે છે જે ઘણી જ નાની તરંગલંબાઈના હોય છે તેથી નાના એકમોનો ઉપયોગ થાય છે. આકૃતિ 2.7માં જુદા જુદા પ્રકારના વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણો જે એકબીજાથી તરંગલંબાઈ અને આવૃત્તિમાં જુદા પડે છે તે દર્શાવેલા છે.
- શૂન્યાવકાશમાં બધા જ પ્રકારના વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણો તરંગલંબાઈ કે આવૃત્તિને ધ્યાનમાં લીધા વગર સરખી ગતિએ મુસાફરી કરે છે. જેનું મૂલ્ય છે $3.0 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$ ($2.997925 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$ ચોક્કસ ડિમ્યત). આને પ્રકાશની ગતિ કહે છે અને તેને સંઝા c આપવામાં આવી છે. આવૃત્તિ (v), તરંગલંબાઈ (λ) અને પ્રકાશની ગતિ (c) સમીક્ષણ 2.5 દ્વારા સંબંધિત છે.

$$c = v\lambda \quad (2.5)$$



આકૃતિ 2.7 (a) વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણનો વર્ણપત્ર (b) દૃશ્યમાન વર્ણપત્ર. દૃશ્યમાન વિસ્તાર સંપૂર્ણ વર્ણપત્રનો એક નાનો ભાગ છે.

બીજું એક સામાન્ય રીતે વપરાતી રાશિ જે ખાસ કરીને સ્પેક્ટ્રોસ્કોપીમાં વપરાય છે તેને તરંગ સંખ્યા (\bar{v}) કહે છે. તેની વ્યાખ્યા આપી શકાય કે – એકમ લંબાઈમાં રહેલા તરંગની સંખ્યા. તેના એકમ તરંગલંબાઈના એકમનો વ્યુલ્ફમ છે એટલે કે m^{-1} . સામાન્ય રીતે વપરાતો એકમ cm^{-1} છે (SI એકમ નથી).

કોયડો 2.3

ઓલ ઈન્ઝિયા રેડિયો, ડિલ્ફીનું વિવિધભારતી સ્ટેશન 1,368 kHz (કિલોહર્ટ્ઝ) આવૃત્તિ પર પ્રસારણ કરે છે. ટ્રાન્સમીટર વડે ઉત્સર્જિત થયેલા વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણની તરંગલંબાઈ ગણો. તે વિદ્યુતચુંબકીય વર્ષાપટના ક્યા વિસ્તારમાં છે ?

ઉકેલ : તરંગલંબાઈ $\lambda = \frac{c}{v}$ જ્યાં, c વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણની શૂન્યાવકાશમાં ગતિ છે અને v આવૃત્તિ છે. આપેલી કિમતો પરથી ગણતરી કરતાં,

$$\begin{aligned}\lambda &= \frac{c}{v} = \frac{3.00 \times 10^8 \text{ ms}^{-1}}{1368 \text{ kHz}} \\ &= \frac{3.00 \times 10^8 \text{ ms}^{-1}}{1368 \times 10^3 \text{ s}^{-1}} = 219.3 \text{ m}\end{aligned}$$

આ રેડિયોતરંગની લાક્ષણિક તરંગલંબાઈ છે.

કોયડો 2.4

દર્શયમાન વર્ષાપટનો તરંગલંબાઈ વિસ્તાર જાંબળી (400 nm)થી લાલ (750 nm) સુધી વિસ્તરેલો છે. આ તરંગલંબાઈને આવૃત્તિમાં દર્શાવો. (Hz) (1 nm = 10^{-9} m)

ઉકેલ : સમીકરણ 2.5નો ઉપયોગ કરીને જાંબળી પ્રકાશ માટે

$$v = \frac{c}{\lambda} = \frac{3.00 \times 10^8 \text{ ms}^{-1}}{400 \times 10^{-9} \text{ m}} = 7.50 \times 10^{14} \text{ Hz}$$

લાલ પ્રકાશની આવૃત્તિ માટે

$$v = \frac{c}{\lambda} = \frac{3.00 \times 10^8 \text{ ms}^{-1}}{750 \times 10^{-9} \text{ m}} = 4.00 \times 10^{14} \text{ Hz}$$

દર્શયમાન વર્ષાપટનો વિસ્તાર 4.0×10^{14} થી 7.5×10^{14} Hz આવૃત્તિ એકમમાં છે.

કોયડો 2.5

પીળું વિકિરણ જેની તરંગલંબાઈ 5800 Å છે તેની (a) તરંગ સંખ્યા અને (b) આવૃત્તિ ગણો.

ઉકેલ : (a) તરંગ સંખ્યા (\bar{v})ની ગણતરી :

$$\begin{aligned}\lambda &= 5800 \text{ Å} = 5800 \times 10^{-8} \text{ cm} \\ &= 5800 \times 10^{-10} \text{ m} \\ \bar{v} &= \frac{1}{\lambda} = \frac{1}{5800 \times 10^{-10} \text{ m}} \\ &= 1.724 \times 10^6 \text{ m}^{-1} \\ &= 1.724 \times 10^4 \text{ cm}^{-1}\end{aligned}$$

(b) આવૃત્તિની ગણતરી (v) :

$$\begin{aligned}v &= \frac{c}{\lambda} = \frac{3.00 \times 10^8 \text{ ms}^{-1}}{5800 \times 10^{-10} \text{ m}} \\ &= 5.172 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}\end{aligned}$$

2.3.2 વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણનો ક્ષા સ્વભાવ (Particle Nature of Electromagnetic Radiation)

પ્લાન્કનો કવોન્ટમ સિદ્ધાંત (Planck's Quantum Theory)

વિર્તન* અને વ્યતિકરણ** જેવી કેટલીક પ્રાયોગિક ઘટનાઓ છે જે વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણના તરંગ સ્વભાવથી સમજાવી શકાય. નીચેના કેટલાક અવલોકનો એવાં છે કે જે 19મી સદીના ભૌતિકવિજ્ઞાનના વિદ્યુતચુંબકીય સિદ્ધાંત (જેને ચિરસંભત (classical) ભૌતિકવિજ્ઞાન કહે છે) દ્વારા પણ સમજાવી શકતા નથી.

- (i) ગરમ પદાર્થો (કાળા પદાર્થો) માંથી ઉત્સર્જિત થતાં વિકિરણનો સ્વભાવ.
- (ii) ધાતુની સપાટી પર જ્યારે વિકિરણ અથડાય છે ત્યારે ઇલેક્ટ્રોન ઉત્સર્જિત થાય છે (ફોટાઇલેક્ટ્રોક અસર)
- (iii) ધન પદાર્થની ઉભાધારિતામાં થતું વિચલન તાપમાનનું વિધેય છે.

* વિર્તન (diffraction) એટલે કોઈ નડતર (obstacle)ને કારણે તરંગનો વળાંક (વિચલન).

** વ્યતિકરણ (interference) એટલે બે જુદી જુદી અથવા સરખી આવૃત્તિઓવાળા બે તરંગોનું સંયોગીકરણ એવું તરંગ આપે છે જે દરેક વ્યતિકરણમાંથી પરિણામતું તરંગ દરેક બિંદુએ બૈજિક અથવા સદિશ હોય છે.

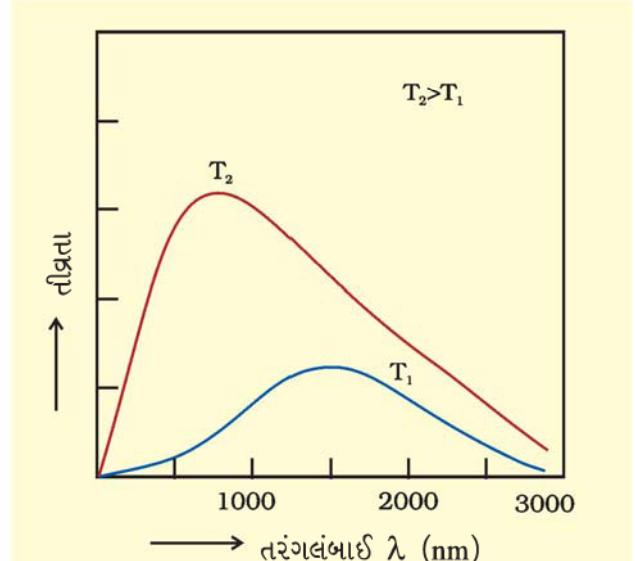
(iv) હાઇડ્રોજનના સંદર્ભમાં પરમાણુઓનો રેખા વર્ષાપટ આ ઘટના સૂચવે છે કે પ્રણાલી ઊર્જાને માત્ર વિભિન્ન જથ્થામાં લઈ શકે છે. બધી જ સંભવિત ઊર્જાને લઈ શકતી નથી કે વિકિરિત કરી શકતી નથી.

એ નોંધવું જરૂરી છે કે કાળા પદાર્થના વિકિરણની સ્પષ્ટ સમજૂતી સૌપ્રથમ 1900માં મેક્સ પ્લાન્ક આપી હતી. આ ઘટના નીચે વર્ણવી છે.

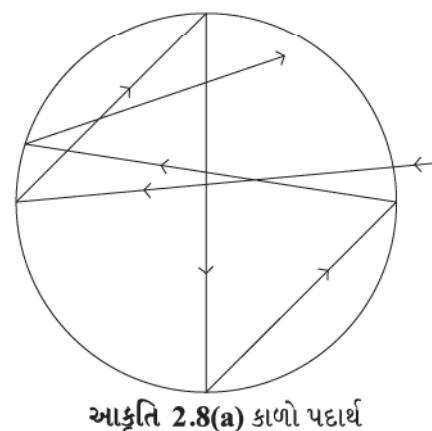
ગરમ વસ્તુઓ વિશાળ ગાળાની તરંગલંબાઈમાં વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણોને ઉત્સર્જિત કરે છે. ઉંચા તાપમાને વિકિરણનો મોટો ભાગ વર્ષાપટના દશ્યભાગમાં હોય છે, જેમ જેમ તાપમાન વધારવામાં આવે છે તેમ તેમ ટૂંકી તરંગલંબાઈ(વાદળી પ્રકાશ) વધારે પ્રમાણમાં ઉત્પન્ન થાય છે. ઉદાહરણ તરીકે લોખંડના સળીયાને ભક્તીમાં ગરમ કરીએ તો પ્રથમ તે ઝંખો લાલ થાય છે અને ત્યારબાદ ધીમે ધીમે તાપમાનના વધારા સાથે વધારે ને વધારે લાલ થતો જાય છે. આને હજુ પણ વધારે ગરમ કરવામાં આવે છે ત્યારે તે સંક્રદ બને છે અને તાપમાન ખૂબ જ વધે ત્યારે વાદળી (blue) બને છે. આનો અર્થ એ થાય કે લાલ વિકિરણ અમુક તાપમાને વધુ તીવ્ર હોય છે અને વાદળી વિકિરણ અન્ય તાપમાને વધુ તીવ્ર હોય છે. એટલે કે ગરમ પદાર્થો દ્વારા ઉત્સર્જિત થતી જુદી-જુદી તરંગલંબાઈઓના વિકિરણની તીવ્રતા તેના તાપમાન પર આધાર રાખે છે. 1850 ના અંતસુધીમાં એ જાણીતું થયું હતું કે જુદા-જુદા દ્રવ્યોથી બનેલી વસ્તુઓને જો જુદા-જુદા તાપમાને રાખવામાં આવે તો તે જુદા-જુદા જથ્થામાં વિકિરણનું ઉત્સર્જન કરે છે. આ ઉપરાંત વસ્તુની સપાટીને જ્યારે પ્રકાશ (વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણ) વડે વિકિરિત કરવામાં આવે છે ત્યારે વિકિરિત ઊર્જાનો કેટલોક ભાગ પરાવર્તન પામે છે, કેટલોક ભાગ શોખાય છે અને કેટલોક ભાગ પારગમન પામે છે. અપૂર્ણ અવશોષણનું કારણ એ છે કે નિયમ અનુસાર સામાન્ય વસ્તુઓ વિકિરણની અપૂર્ણ અવશોષકો હોય છે. આદર્શ પદાર્થ કે જે બધી જ આવૃત્તિઓનું ઉત્સર્જન અને અવશોષણ કરે છે તેને કાળો પદાર્થ કહે છે. આવા કાળા પદાર્થમાંથી ઉત્સર્જિત થતા વિકિરણને કાળા પદાર્થ વિકિરણ કહે છે. વ્યવહારમાં આવો કોઈ પદાર્થ અસ્તિત્વ ધરાવતો નથી. કાર્બન બ્લેક કાળા પદાર્થને લગભગ વધુ સમાન હોય છે. કાળા પદાર્થ સાથે સારુ ભौતિક સંનિકટન ધરાવતું ઉદાહરણ એક નાનુ છિદ્ર ધરાવતી બખોલ(Cavity) છે, જેને બીજુ કોઈ દ્વાર નથી. છિદ્રમાં દાખલ થતું કોઈપણ કિરણ બખોલની દિવાલોથી પરાવર્તન પામશે અને અંતે દિવાલો વડે શોખાશે. કાળો

પદાર્થ વિકિરણ ઊર્જાનો સંપૂર્ણ વિકિરક છે. વધુમાં કાળો પદાર્થ તેના પર્યાવરણ સાથે ઉભીય સંતુલનમાં હોય છે. કોઈપણ આપેલા સમયે તે પ્રતિઅેકમ ક્ષેત્રફળમાં જેટલી ઊર્જાનું ઉત્સર્જન કરે છે તેટલા પ્રમાણમાં પર્યાવરણમાંથી ઊર્જાનું અવશોષણ કરે છે. કાળા પદાર્થમાંથી ઉત્સર્જિત થયેલો પ્રકાશ(વિકિરણની તીવ્રતા) અને વર્ષાપણીય વહેચણી માત્ર તાપમાન પર આધાર રાખે છે. કોઈ આપેલ તાપમાને ઉત્સર્જિત વિકિરણની તીવ્રતા તરંગલંબાઈના વધારા સાથે વધે અને મહત્તમ થાય છે, ત્યારબાદ તરંગલંબાઈના વધારા સાથે ઘટવાનું શરૂ કરે છે જે આકૃતિ 2.8માં દર્શાવેલ છે. વળી, તાપમાન જેમ વધારવામાં આવે છે તેમ આલેખની ઉચ્ચિષ્ઠતા(maxima) ટૂંકી તરંગલંબાઈ તરફ ખસે છે. વિકિરણની તીવ્રતાને તરંગલંબાઈના વિધેય તરીકેના પ્રાક્કથન માટે ઘણા પ્રયત્નો કરવામાં આવ્યા હતા.

ઉપરના પ્રાયોગિક પરિણામો પ્રકાશના તરંગ સિદ્ધાંતના આધારે સંતોષકારક રીતે સમજાવી શકાય નહિ. મેક્સ પ્લાન્ક



આકૃતિ 2.8 તરંગલંબાઈ-તીવ્રતા સંબંધ



આકૃતિ 2.8(a) કાળો પદાર્થ

આ માન્યતાના આધારે સંતોષકારક સંબંધ પ્રાપ્ત કર્યો કે વિકિરણનું અવશોષણ અને ઉત્સર્જન આંદોલક કે જે કાળા પદાર્થની દિવાલોમાંના પરમાણુઓ છે તેમાંથી ઉત્પન્ન થાય છે. તેમના આંદોલનની તીવ્રતા વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણના આંદોલક સાથેની આંતરકિયાથી બદલાય છે. ખાન્કે ધારણા કરી કે વિકિરણને વિભિન્ન ખંડમાં ઉપવિભાગિત કરી શકાય છે. તે સમયની પ્રચલિત માન્યતાના આધારે ખાન્કે સૂચયું કે પરમાણુ અને આણુ શક્તિનું ઉત્સર્જન કે અવશોષણ કોઈ અસતત રીતે જથ્થામાં હોય છે નહિ કે સતત રીતે. ઊર્જાનું સૌથી ઓછું પ્રમાણ જે શોષાય છે કે ઉત્સર્જિત થાય છે તેને ખાન્કે ક્વોન્ટમ નામ આપ્યું. વિકિરણના એક ક્વોન્ટમની ઊર્જા (E) તેની આવૃત્તિ (v)ને સમપ્રમાણ છે અને તેને સમીકરણ 2.6 પ્રમાણે દર્શાવાય છે.

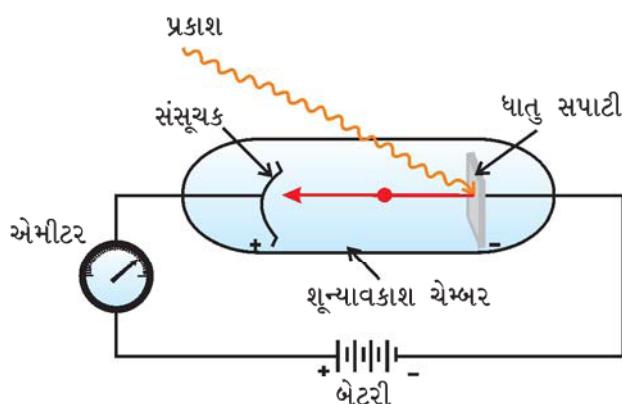
$$E = hv \quad \dots(2.6)$$

સપ્રમાણતા અચળાંક 'h'ને ખાન્કનો અચળાંક કહે છે અને તેનું મૂલ્ય $6.626 \times 10^{-34} \text{ Js}$ છે.

આ સિદ્ધાંતથી ખાન્ક એ સમજાવી શક્યા કે કાળા પદાર્થમાંથી ઉદ્ભવતી વિકિરણની તીવ્રતાની વહેંચણી જુદા જુદા તાપમાને તરંગલંબાઈ અથવા આવૃત્તિનું વિધેય છે.

ક્વોન્ટીમીક્રાણને નીસરણી ઉપર ઊભેલા એક બ્યક્ઝ્ટ સાથે સરખાવેલ છે. કોઈ બ્યક્ઝ્ટ નીસરણીના કોઈ એક પગથિયા પર ઊભો રહી શકે પરંતુ બે પગથિયાની વચ્ચે તેને માટે ઊભા રહેવું શક્ય નથી. ઊર્જાનું મૂલ્ય નીચેના મૂલ્યોના સેટ(set) માંથી કોઈ એક મૂલ્ય હોઈ શકે છે પરંતુ તેમની વચ્ચેના મૂલ્ય હોઈ શકતાં નથી.

$$E = 0, hv, 2hv, 3hv, \dots nhv, \dots$$



આકૃતિ 2.9 ફોટોઇલેક્ટ્રિક અસરનો અભ્યાસ કરવાનું સાધન. કોઈ ચોક્કસ આવૃત્તિવાળો પ્રકાશ શૂન્યાવકાશ ચેમ્બરમાંની સ્વરૂપ ધાતુની સપાટી પર અથડાય છે. ધાતુમાંથી ઈલેક્ટ્રોન બહાર નીકળે છે અને સંસૂચક (detector)ની મદદથી તેની ગતિજ ઊર્જાનું માપન કરે છે.

મેન્ક્સ ખાન્ક (1858-1947)



જર્મન ભૌતિકશાસી મેન્ક્સ ખાન્કને 1879માં ખુનિય યુનિવર્સિટીમાંથી સૈદ્ધાંતિક ભૌતિકવિજ્ઞાનમાં Ph.D.ની પદ્ધતિ પ્રાપ્ત કરી હતી. 1888માં બર્લિન યુનિવર્સિટીમાંની ઇન્સ્ટિટ્યુટ ઓફ ઇયોરેટિકલ ઇન્જિનિયરિંગમાં નિયામક તરીકે તેઓ નિમાયા હતા. ખાન્કને 1918માં તેમના ક્વોન્ટમવાદના સિદ્ધાંત માટે નોબેલ પારિતોષિક અન્યાય થયેલ. ખાન્ક આ ઉપરાંત ઉભાગતિશાસી અને ભૌતિકવિજ્ઞાનના અન્ય ક્ષેત્રોમાં નોંધપાત્ર પ્રદાન કરેલ છે.

ફોટોઇલેક્ટ્રિક અસર :

1887માં એચ. હર્ટ્ઝ (H. Hertz) આકૃતિ 2.9માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે કેટલીક ધાતુઓ (ઉદાહરણ તરીકે પોટેશિયમ, રૂબિડિયમ, સીઝિયમ વગેરે)ને પ્રકાશના પુંજ સામે રાખવામાં આવી ત્યારે તેમાંથી ઈલેક્ટ્રોનનું ઉત્સર્જન થયું. આ ઘટનાને ફોટોઇલેક્ટ્રિક અસર કહે છે.

- (i) ધાતુની સપાટી પર પ્રકાશનો પુંજ જેવો અથડાય છે કે તરત જ તેમાંથી ઈલેક્ટ્રોનનું ઉત્સર્જન થાય છે. એનો અર્થ એમ કે પ્રકાશ પુંજનું અથડાવું અને ઈલેક્ટ્રોનનું ધાતુની સપાટી પર ઉત્સર્જિત થવું વચ્ચે કોઈ સમયગાળો જતો નથી.
- (ii) ઉત્સર્જિત થતાં ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા પ્રકાશની તીવ્રતા અથવા તેજસ્વિતાના સમપ્રમાણમાં હોય છે.
- (iii) દરેક ધાતુ માટે કોઈ સૌથી ઓછી લાક્ષણિક ન્યૂનતમ આવૃત્તિ v_0 હોય છે (જે દેહલી (threshold) આવૃત્તિ તરીકે ઓળખાય છે). આ આવૃત્તિથી નીચેની આવૃત્તિએ ફોટોઇલેક્ટ્રિક અસર થતી નથી, જ્યારે $v > v_0$ થાય ત્યારે ઉત્સર્જિત થયેલા ઈલેક્ટ્રોન અમુક ગતિજ ઊર્જ ધરાવતા હોય છે.

આ ઈલેક્ટ્રોનની ગતિજ ઊર્જ વપરાતા પ્રકાશની આવૃત્તિના વધારા સાથે વધે છે.

ઉપરના બધા જ પરિણામો ચિરસંમત (classical) ભૌતિકવિજ્ઞાનના નિયમોના આધારે સમજાવી શકતા નથી. આ સિદ્ધાંત પ્રમાણે પ્રકાશના પુંજની ઊર્જા પ્રકાશની તેજસ્વિતા પર આધાર રાખે છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો ઉત્સર્જિત થતાં ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા અને તેમની ગતિજ ઊર્જ પ્રકાશની તેજસ્વિતા પર આધાર રાખશે. પરંતુ એવું નોંધવામાં આવ્યું છે કે ઉત્સર્જિત થતાં ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા પ્રકાશિત તીવ્રતા પર આધાર રાખે છે, પણ ઉત્સર્જિત ઈલેક્ટ્રોનની ગતિજ ઊર્જ ઊર્જા તેના ઉપર આધારિત નથી.

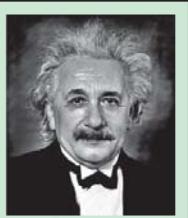
કોષ્ટક 2.2 કેટલીક ધાતુઓ માટે કાર્ય વિધેય (W_0)ના મૂલ્યો

ધાતુ	Li	Na	K	Mg	Cu	Ag
W_0 /eV	2.42	2.3	2.25	3.7	4.8	4.3

ઉદાહરણ તરીકે, લાલ પ્રકાશ $[v = (4.3 \text{ થી } 4.6) \times 10^{14} \text{ Hz}]$ ની કોઈ પણ તેજસ્વિતા (તીવ્રતા) પોટેશિયમ ધાતુના ટુકડા પર કલાકો સુધી ચળકશે, પરંતુ ફોટોઇલેક્ટ્રોન ઉત્સર્જિત થતાં નથી, પરંતુ નબળો પીળો પ્રકાશ ($v = 5.1-5.2 \times 10^{14} \text{ Hz}$) પોટેશિયમ ધાતુ પર ચળકે છે અને ફોટોઇલેક્ટ્રોક અસર અવલોકિત થાય છે. પોટેશિયમ ધાતુ માટે દેહલી આવૃત્તિ (v_0) $5.0 \times 10^{14} \text{ Hz}$ છે.

1905માં આઈન્સ્ટાઇન (Einstein) શરૂઆતના મુદ્દા તરીકે પ્લાન્કના વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણના સિદ્ધાંતનો ઉપયોગ કરી ફોટો-ઇલેક્ટ્રોક અસર સમજાવી શક્યા હતા.

જર્મનીમાં જન્મેલા અને અમેરિકન ભૌતિકશાસ્ત્રી આલ્બર્ટ આઈન્સ્ટાઇન વિશ્વને જાણીતા બે ભૌતિકશાસ્ત્રીઓમાંના એક છે (બીજા છે આઈઝેક ન્યુટન) તેમના ગ્રાન સંશોધન પત્રો (સાપેક્ષતાવાદ, આલ્બર્ટ આઈન્સ્ટાઇન બ્રાઉનિયન ગતિ અને ફોટોઇલેક્ટ્રોક (1879-1955) અસર) જે 1905માં પ્રકાશિત કર્યા તારે બર્ને(Berne)માંની સ્વીસ પેટન્ટ ઓફિસમાં ટેક્નિકલ આસિસ્ટન્ટ તરીકે નોકરી કરતા હતા. આ સંશોધન પત્રોએ ભૌતિકવિજ્ઞાનના ગહન વિકાસને અસર પહોંચાડી છે. 1921માં ફોટોઇલેક્ટ્રોક અસરની સમજ આપવા બદલ તેમને ભૌતિકવિજ્ઞાનમાં નોભેલ પારિસોધિક એનાયત કરવામાં આવ્યું.



ધાતુની સપાઠી પર પ્રકાશના પુંજનું ચળકવું ઘટનાને પ્રકાશના પુંજ ફોટોન વડે નિશાનગત (shooting) કરી શકાય, જ્યારે પૂર્તી ઊર્જાવાળા ફોટોન ધાતુના પરમાણુના ઇલેક્ટ્રોન સાથે અથડાય છે ત્યારે તે તરત જ તેની અથડામણ દરમિયાન તરત જ તેની ઊર્જા ઇલેક્ટ્રોનને આપી દે છે અને ઇલેક્ટ્રોન કોઈ પણ જાતનો સમય બગાડ્યા વગર અથવા મોંડું કર્યા વગર ઉત્સર્જિત થાય છે. જેટલી વધારે ફોટોનની ગતિજ ઊર્જા તેટલી જ વધારે ઊર્જાની બદલી (transfer) થાય અને તેટલી જ વધારે ઇલેક્ટ્રોનની ગતિજ ઊર્જા થાય. બીજા શર્ધોમાં કહીએ તો ઉત્સર્જિત થતા ઇલેક્ટ્રોનની ગતિજ ઊર્જા વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણની આવૃત્તિના

સમપ્રમાણમાં હોય છે. અથડાતા ફોટોનની ઊર્જા બરાબર $h\nu$ થશે અને ઇલેક્ટ્રોન ઉત્સર્જિત કરવા માટે ઓછામાં ઓછી ઊર્જા $h\nu_0$ (જેને કાર્યવિધેય W_0 કહેવાય છે) છે (કોષ્ટક 2.2). તેમના તફાવત ($h\nu - h\nu_0$) ફોટોઇલેક્ટ્રોનની તબદીલ થતી ગતિજ ઊર્જા છે. ઊર્જા સંચયના નિયમને અનુસરીએ તો ઉત્સર્જિત ઇલેક્ટ્રોનની ગતિજ ઊર્જા સમીકરણ 2.7 પ્રમાણે આપી શકાય.

$$h\nu = h\nu_0 + \frac{1}{2} m_e V^2 \quad (2.7)$$

જ્યાં, m_e ઇલેક્ટ્રોનનું દળ અને V ઉત્સર્જિત થતા ઇલેક્ટ્રોનનો વેગ છે. અંતમાં, પ્રકાશની ઓછી તીવ્રતાવાળા પુંજ કરતાં વધુ તીવ્ર પ્રકાશનો પુંજ વધારે સંખ્યામાં ફોટોન ધરાવે છે. આને પરિણામે વધુ ઇલેક્ટ્રોન ઉત્સર્જિત થાય છે.

વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણનો દ્વૈત (dual) સ્વભાવ :

પ્રકાશની કણ પ્રકૃતિએ વૈજ્ઞાનિકોને મુંજવાળમાં મૂકી દીધા. એક બાજુ તે કણા પદાર્થનું ઉત્સર્જિત વિકિરણ અને ફોટોઇલેક્ટ્રોક અસરની સંતોષકારક સમજા આપે છે પરંતુ બીજી બાજુ પ્રકાશની તરંગપ્રકૃતિ કે જે વ્યતિકરણ અને વિવર્તન ઘટનાઓની સમજા આપે છે. તેની સાથે સુસંગત નથી. આ મુંજવાળા નિરાકરણનો એક જ માર્ગ છે કે પ્રકાશ બને કણ અને તરંગ જેવા ગુણવર્ણા ધરાવે છે. એટલે કે પ્રકાશની દ્વૈત વર્તણૂક છે. પ્રયોગ પર આધાર રાખીને આપણે જાડી શકીએ કે પ્રકાશ તરંગ તરીકે વર્તે છે અથવા કણના પ્રવાહ તરીકે. જ્યારે વિકિરણ દ્વય સાથે પારસ્પરિક કિયા કરે છે ત્યારે તે કણ પ્રકૃતિ દર્શાવે છે. જે તેની તરંગપ્રકૃતિથી (વ્યતિકરણ અને વિવર્તન) વિરોધાભાસી છે જેને ગમન કરે ત્યારે દર્શાવે છે. આ ખ્યાલ વૈજ્ઞાનિકો વિચારતા હતા તેનાથી તદ્દન બિન્ન વિચાર દ્વય અને વિકિરણ માટે હતો. આથી તેનો સ્વીકાર અને વાજબીપણ માટે ઘણો લાંબો સમય લાગ્યો. તમે આગળ ઉપર જાણશો કે ઇલેક્ટ્રોન જેવા સૂક્ષ્મદર્શિય કણો પણ આવી જ તરંગ-કણ પ્રકૃતિ દર્શાવે છે.

કોયડો 2.6

વિકિરણના 1 મોલ ફોટોન કે જેની આવૃત્તિ 5×10^{14} Hz છે તેની ઊર્જા ગણો.

ઉકેલ : એક ફોટોન માટેની ઊર્જા (E) નીચેના સમીકરણથી દર્શાવી શકાય.

$$E = h\nu$$

$$h = 6.626 \times 10^{-34} \text{ J s}$$

$$\nu = 5 \times 10^{14} \text{ s}^{-1} \quad (\text{આપેલ છે.})$$

$$E = (6.626 \times 10^{-34} \text{ J s}) \times (5 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}) \\ = 3.313 \times 10^{-19} \text{ J}$$

એક મોલ ફોટોનની ઊર્જા

$$= (3.313 \times 10^{-19} \text{ J}) \times (6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}) \\ = 199.51 \text{ kJ mol}^{-1}$$

કોયડો 2.7

100 વોટનો એક ગોળો 400 nm તરંગલંબાઈના એકવળી પ્રકાશનું ઉત્સર્જન કરે છે. ગોળા વડે પ્રતિ સેકન્ડ ઉત્સર્જિત થયેલા ફોટોનની સંખ્યા ગણો.

ઉકેલ : ગોળાની શક્તિ (Power) = 100 watt
= 100 Js⁻¹

$$\text{એક ફોટોનની ઊર્જા } E = h\nu = \frac{hc}{\lambda} \\ = \frac{6.626 \times 10^{-34} \text{ J s} \times 3.0 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}}{400 \times 10^{-9} \text{ m}} \\ = 4.969 \times 10^{-19} \text{ J}$$

ઉત્સર્જિત થયેલા ફોટોનની સંખ્યા :

$$= \frac{100 \text{ J s}^{-1}}{4.969 \times 10^{-19} \text{ J}} \\ = 2.012 \times 10^{20} \text{ s}^{-1}$$

કોયડો 2.8

જ્યારે વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણની 300 nm તરંગલંબાઈ ધરાવતું વિકિરણ સોઝિયમની સપાટી પર પડે છે ત્યારે $1.68 \times 10^5 \text{ J mol}^{-1}$ ગતિજ ઊર્જા ધરાવતાં ઈલેક્ટ્રોન ઉત્સર્જિત થાય છે.

સોઝિયમમાંથી એક ઈલેક્ટ્રોન દૂર કરવા માટે ઓછામાં ઓછી કેટલી ઊર્જાની જરૂર પડશે ? ફોટોઇલેક્ટ્રોનને ઉત્સર્જિત થવા માટે કેટલી વધુમાં વધુ તરંગલંબાઈની જરૂર પડશે ?

ઉકેલ : 300 nm ફોટોનની ઊર્જા (E)ને ગણી શકાય.

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda} \\ = \frac{6.626 \times 10^{-34} \text{ J s} \times 3.0 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}}{300 \times 10^{-9} \text{ m}} \\ = 6.626 \times 10^{-19} \text{ J}$$

એક મોલ ફોટોનની ઊર્જા

$$= 6.626 \times 10^{-19} \text{ J} \\ \times 6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} \\ = 3.99 \times 10^5 \text{ J mol}^{-1}$$

સોઝિયમમાંથી 1 મોલ ઈલેક્ટ્રોન દૂર કરવા માટે જરૂરી ઓછામાં ઓછી ઊર્જા = $(3.99 - 1.68) \times 10^5 \text{ J mol}^{-1}$
 $= 2.31 \times 10^5 \text{ J mol}^{-1}$

એક ઈલેક્ટ્રોન માટેની ઓછામાં ઓછી ઊર્જા

$$= \frac{2.31 \times 10^5 \text{ J mol}^{-1}}{6.022 \times 10^{23} \text{ ઈલેક્ટ્રોન mol}^{-1}} \\ = 3.84 \times 10^{-19} \text{ J}$$

આના બરાબર તરંગલંબાઈ થશે.

$$\therefore \lambda = \frac{hc}{E} = \frac{6.626 \times 10^{-34} \text{ J s} \times 3.0 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}}{3.84 \times 10^{-19} \text{ J}}$$

$$\text{તરંગલંબાઈ} = 517 \text{ nm}$$

(આ લીલા પ્રકાશને અનુરૂપ છે.)

કોયડો 2.9

એક ધાતુ માટે દેહલી આવૃત્તિ (ν_0) $7.0 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$ છે. જ્યારે ધાતુ આવૃત્તિ $\nu = 1.0 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$ તીવ્રતાવાળું વિકિરણ જ્યારે ધાતુની સપાટી પર અથડાય છે ત્યારે ઉત્સર્જિત થયેલા ઈલેક્ટ્રોનની ગતિજ ઊર્જા ગણો.

ઉકેલ : આઈન્સ્ટાઈન સમીકરણ પ્રમાણે,

$$\text{ગતિજ ઊર્જા} = \frac{1}{2} m_e v^2 = h(\nu - \nu_0) \\ = (6.626 \times 10^{-34} \text{ Js}) \\ (1.0 \times 10^{15} \text{ s}^{-1} - 7.0 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}) \\ = (6.626 \times 10^{-34} \text{ Js}) \\ (10.0 \times 10^{14} \text{ s}^{-1} - 7.0 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}) \\ = (6.626 \times 10^{-34} \text{ Js}) (3.0 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}) \\ = 1.988 \times 10^{-19} \text{ J}$$

2.3.3 કવોન્ટીક્યુટ* ઇલેક્ટ્રોનીય ઊર્જા સ્તરના પુરાવા: પરમાણૂચીય વર્ષાપટ (Evidence for the Quantized Electron Energy Levels : Atomic Spectrum)

પ્રકાશની ઝડપ તે ક્યા માધ્યમમાંથી પસાર થાય છે તેના પર આધાર રાખે છે. આને પરિણામે, જ્યારે કોઈ પ્રકાશનું પુંજ એક માધ્યમમાંથી બીજા માધ્યમમાં પસાર થાય છે ત્યારે પોતાના મૂળ માર્ગ પરથી વિચાલિત થાય છે અથવા વકીલવન પામે છે. એ નોંધવામાં આવ્યું છે કે જ્યારે પ્રકાશનું સફેદ ડિરણ ત્રિપાર્શમ (Prism)માંથી પસાર કરવામાં આવે છે ત્યારે ટૂંકી તરંગલંબાઈવાળું ડિરણ મોટી તરંગલંબાઈવાળા કરતાં વધુ વળાંક લે છે. સામાન્ય સફેદ પ્રકાશ દશ્યમાન વિસ્તારમાં બધી જ તરંગલંબાઈ ધરાવતા તરંગો ધરાવે છે. તેથી તે સફેદ પ્રકાશનું ડિરણ જુદા જુદા રંગીન પહૂંની શ્રેષ્ઠીમાં ફેરવાય છે જેને વર્ષાપટ કહે છે. લાલ પ્રકાશ કે જે સૌથી વધુ લાંબી તરંગલંબાઈ ધરાવે છે તેનું વળવું સૌથી ઓછું હોય છે, જ્યારે જાંબલી પ્રકાશ કે જે સૌથી ઓછી તરંગલંબાઈ ધરાવે છે તે સૌથી વધુ વળે છે. દશ્યમાન વર્ષાપટનો વિસ્તાર જાંબલી 7.50×10^{-14} Hzથી લાલ 4×10^{-14} Hz સુધીનો હોય છે. આ વર્ષાપટને સતત (continuous) વર્ષાપટ કહે છે. સતત એટલા માટે કે જાંબલી વાદળીમાં ભળી જાય છે, વાદળી લીલામાં અને અન્ય રંગો પણ તે પ્રમાણે ભળી જાય છે. આવું જ વર્ષાપટ આકાશમાં જ્યારે મેધધનુષ રચાય છે ત્યારે બને છે. એ યાદ રાખશો કે દશ્યમાન વર્ષાપટ વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણનો એક નાનો ભાગ (આકૃતિ 2.7) છે. વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણ જ્યારે દ્રવ્ય સાથે પારસ્પરિક કિયા કરે છે ત્યારે પરમાણુઓ, આણુઓ ઊર્જાનું શોષણ કરે છે અને ઉંચા ઊર્જાસ્તર પર જાય છે. ઉંચા ઊર્જાસ્તરને કારણે તેઓ અસ્થાપી અવસ્થામાં હોય છે. ઉંચા ઊર્જાસ્તરમાંથી તેમના સામાન્ય સ્તર (વધારે સ્થાપી, નીચી ઊર્જા અવસ્થા)માં આવે છે ત્યારે વિદ્યુતચુંબકીય વર્ષાપટના જુદા જુદા વિસ્તારના વિકિરણનું ઉત્સર્જન થાય છે.

ઉત્સર્જન અને અવશોષણ વર્ષાપટ

કોઈ પદાર્થ કે જેણે ઊર્જાનું અવશોષણ કરેલ છે અને તેના વે વિકિરણનું વર્ષાપટ ઉત્સર્જિત થાય છે તેને ઉત્સર્જન વર્ષાપટ કહે છે. પરમાણુ, અણુ અથવા આયન કે જે વિકિરણનું અવશોષણ કરે છે, તેને ઉત્સર્જિત થયેલા કહેવામાં આવે છે. ઉત્સર્જન વર્ષાપટ મેળવવા માટે નમૂનાને કાં તો ગરમ કરીને અથવા વિકિરણનો મારો ચલાવીને ઊર્જા પૂરી પાડવામાં આવે છે અને ત્યારબાદ જે તરંગલંબાઈ (અથવા આવૃત્તિ) ઉત્સર્જિત થાય છે તેને નોંધવામાં આવે છે.

અવશોષણ વર્ષાપટ ઉત્સર્જન વર્ષાપટની ફોટોગ્રાફીની નોંધેટીવ જેવી હોય છે. નમૂનામાંથી સતત રીતે વિકિરણ પસાર કરવામાં આવે છે જેથી તે અમુક તરંગલંબાઈનું વિકિરણ અવશોષે છે. શોષિત વિકિરણમાંથી ગૂમ થયેલી અથવા ન મળતી તરંગલંબાઈ તેજસ્વી સતત વર્ષાપટમાં કાળી જગ્યાઓ (space) રાખે છે.

ઉત્સર્જન કે અવશોષણ વર્ષાપટના અભ્યાસને સ્પેક્ટ્રોસ્કોપી (વર્ષાપટદર્શકી) કહે છે. દશ્યમાન પ્રકાશનું વર્ષાપટ જેની આગળ ઉપર ચર્ચા કરી છે તે સતત છે. કારણ કે તે દશ્યમાન પ્રકાશની બધી જ તરંગલંબાઈઓ(લાલથી જાંબલી)નું વર્ષાપટમાં પ્રતિનિધિત્વ કરે છે. બીજી તરફ વાયુમય કલામાં પરમાણુઓના ઉત્સર્જન વર્ષાપટ લાલથી જાંબલીની તરંગલંબાઈનો ફેલાવો સતત દર્શાવતા નથી પણ અમુક જ જગ્યાઓએ વિશિષ્ટ તરંગલંબાઈઓ અને તેમની વચ્ચે કાળો અવકાશ દર્શાવે છે. આવા વર્ષાપટને રેખા વર્ષાપટ અથવા પરમાણૂચીય વર્ષાપટ કહે છે. કારણ કે વર્ષાપટમાં ઉત્સર્જિત વિકિરણ વર્ષાપટમાં તેજસ્વી રેખાઓ તરફે દેખાય છે (આકૃતિ 2.10, પેજ નં-45).

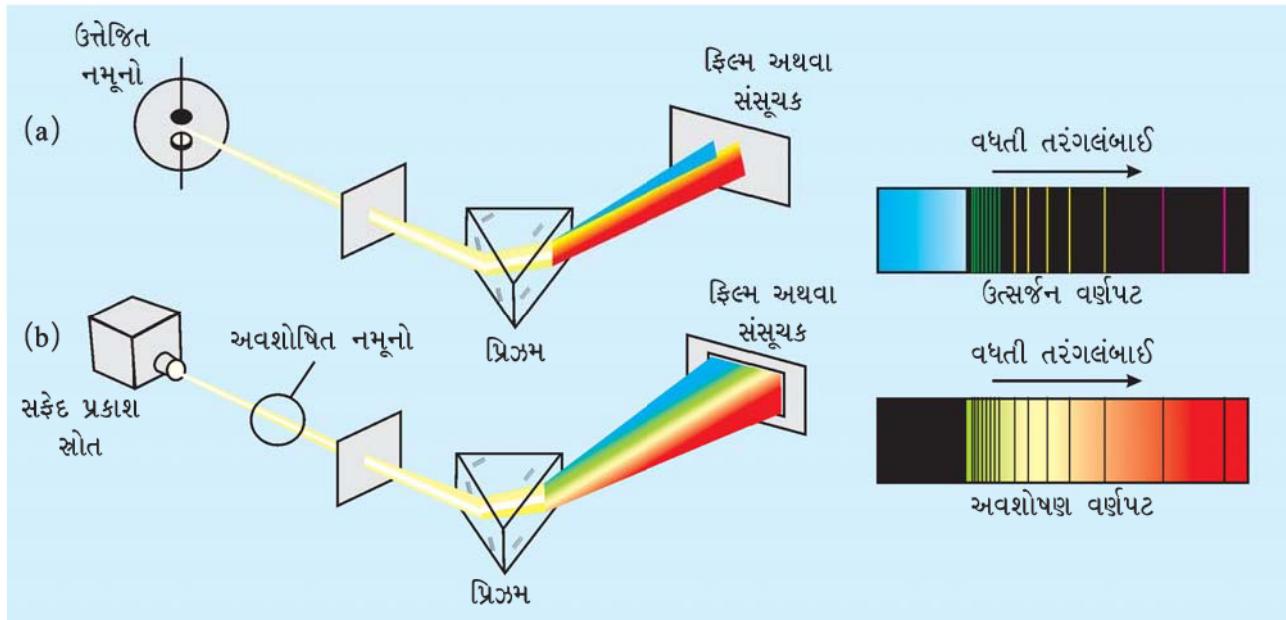
રેખા ઉત્સર્જન વર્ષાપટ ઇલેક્ટ્રોનીય રચનાના અભ્યાસમાં ખૂબ જ રસપ્રદ છે. પ્રત્યેક તત્ત્વને પોતાનો એક વિશેષ રેખા-ઉત્સર્જન વર્ષાપટ હોય છે. પરમાણૂચીય વર્ષાપટની લાક્ષણિક રેખાઓનો ઉપયોગ જેમ માણસને તેની ફિંગર પ્રિન્ટ પરથી ઓળખી શકાય છે તેમ અજાત પરમાણુઓને પણ ઓળખી શકીએ છીએ. જ્ઞાત નમૂનાના રેખા વર્ષાપટમાં મળતી રેખાઓને અસલ નમૂનામાંથી મળેલ વર્ષાપટ રેખાઓની સાથે ચોકસાઈપૂર્વક મેળવણી કરવામાં આવે છે અને તેના પરથી અજાત નમૂનાના પરમાણુઓને ઓળખી શકીએ છીએ. જર્મન રસાયણશાસ્ત્રી રોબર્ટ બુન્સેન (Robert Bunsen) (1811-1899) તત્ત્વોની ઓળખ માટે રેખા વર્ષાપટનો ઉપયોગ કરનાર સૌ પ્રથમ વૈજ્ઞાનિક હતા.

રૂભીડિયમ (Rb), સીન્ઝિયમ (Cs), થેલિયમ (Tl), ઇન્દિયમ (In), ગેલિયમ (Ga) અને સ્કેન્ડિયમ (Sc) તત્ત્વોની શોધ જ્યારે તેમના ખનીજોનું પૃથક્કરણ સ્પેક્ટ્રોસ્કોપી વડે કરવામાં આવ્યું હતું ત્યારે થઈ હતી. સૂર્યમાં ડિલિયમ (He) તત્ત્વોની શોધ સ્પેક્ટ્રોસ્કોપી પદ્ધતિ વડે થઈ હતી.

હાઇડ્રોજનનો રેખા વર્ષાપટ

જ્યારે વાયુમય હાઇડ્રોજનમાંથી વિદ્યુતવિભાર પસાર કરવામાં આવે છે ત્યારે અણુ વિયોજિત થાય છે અને હાઇડ્રોજન પરમાણુ ઉત્સર્જિત થાય છે અને જુદી જુદી આવૃત્તિવાળું વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણ ઉત્પન્ન કરે છે. હાઇડ્રોજન વર્ષાપટ કેટલીક શ્રેષ્ઠીઓનું બનેલું છે, જેને શોધનાર વૈજ્ઞાનિકોના નામ પરથી દર્શાવવામાં આવે છે. બામરે 1885માં પ્રાયોગિક અવલોકનના આધારે દર્શાવ્યું કે જો વર્ષાપટની રેખાઓને તરંગ

* વિભિન્ન મૂલ્યો પર કોઈ ગુણવર્ધમનું પ્રતિબંધન (Restriction) કવોન્ટીક્યુટ કહેવાય છે.



આકૃતિ 2.10 (a) પરમાણુવીય ઉત્સર્જન : ઉત્તરજિત હાઈડ્રોજન પરમાણુઓના નમૂના (અથવા બીજું કોઈ તત્ત્વ) વડે ઉત્સર્જિત કરેલ પ્રકાશ જ્યારે પ્રિઝમમાંથી પસાર થાય છે અને અમુક ચોક્કસ કેટલીક તરંગલંબાઈમાં અલગ થાય છે. આથી ઉત્સર્જન વર્ષાપટ જે અલગ થયેલી તરંગલંબાઈનો ફોટોગ્રાફિક રેકૉર્ડ છે તેને રેખા વર્ષાપટ કહે છે. યોગ્ય માપનો કોઈ પણ નમૂનો ઘણી મોટી સંખ્યામાં પરમાણુઓ ધરાવે છે. જો કે કોઈ પણ સમયે એક જ પરમાણુ ઉત્તરજિત થાય છતાં પણ શક્ય બધી જ ઉત્તરજિત અવસ્થાઓ પરમાણુઓ ધરાવે છે, જ્યારે આ પરમાણુઓ નીચી ઊર્જા અવસ્થામાં આવે છે ત્યારે પ્રકાશ ઉત્સર્જિત થાય છે. જે વર્ષાપટ માટે જવાબદાર છે. (b) પરમાણુવીય અવશોષણ વર્ષાપટ : બિન(ઉત્તરજિત પરમાણુવીય હાઈડ્રોજનમાંથી જ્યારે સંકેત પ્રકાશ પસાર કરવામાં આવે છે ત્યારે છિદ્ર અને પ્રિઝમમાંથી સંચરિત (transmitted) થતો પ્રકાશ (a)માં ઉત્સર્જિત થયેલી જ તરંગલંબાઈમાં તીવ્રતામાં ઘટાડો બતાવે છે અને રેકૉર્ડ કરેલા અવશોષણ વર્ષાપટને રેખા વર્ષાપટ પણ કહે છે અને તે ઉત્સર્જિત વર્ષાપટની ફોટોગ્રાફિક નેગેટીવ છે.

સંખ્યા(\bar{v})માં દર્શાવવામાં આવે તો હાઈડ્રોજન વર્ષાપટની દશ્યમાન રેખાઓ નીચેના સૂત્રનું પાલન કરે છે.

$$\bar{v} = 109677 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \text{ cm}^{-1} \quad (2.8)$$

જ્યાં n પૂર્ણાંક સંખ્યા છે. તે ત્રણ કે ત્રણ કરતાં વધારે છે. ($n = 3, 4, 5, \dots$).

આ સૂત્ર દ્વારા વર્ણન કરાયેલી રેખાની શ્રેષ્ઠીને બામર શ્રેષ્ઠી કહેવાય છે. હાઈડ્રોજન વર્ષાપટમાં બામર શ્રેષ્ઠીની રેખાઓ જ માત્ર હોય છે. જે વિદ્યુતયુભકીય વર્ષાપટમાં દશ્યમાન છે. સ્વીડનના સ્પેક્ટ્રોસ્કોપીના નિષ્ણાત જોહાનીસ રીડર્બર્ગ (Johannes Rydberg) નોંધ્યું કે હાઈડ્રોજન વર્ષાપટ રેખાઓની બધી જ શ્રેષ્ઠીઓ નીચે પ્રમાણે રજૂ કરી શકાય :

$$\bar{v} = 109,677 \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \text{ cm}^{-1} \quad (2.9)$$

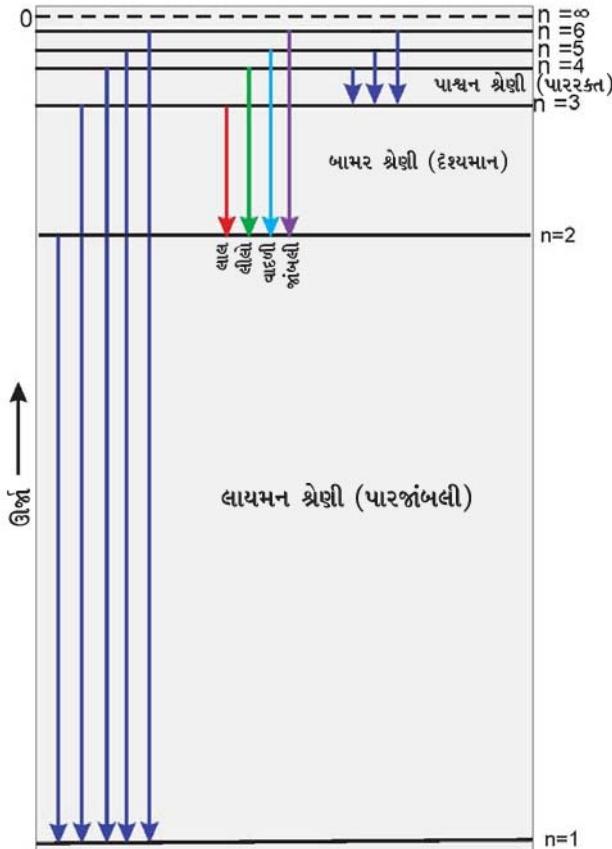
$$\text{જ્યાં, } n_1 = 1, 2, \dots$$

$$n_2 = n_1 + 1, n_1 + 2, \dots$$

1,09,677 cm^{-1} ને હાઈડ્રોજન માટેનો રીડર્બર્ગ અચળાંક કહે છે. રેખાઓની પ્રથમ પાંચ શ્રેષ્ઠી જે $n_1 = 1, 2, 3, 4, 5$ ને અનુરૂપ હોય છે. તે અનુક્રમે લાયમેન (Lyman), બામર (Balmer), પાશ્ચન (Paschen), બ્રેકેટ (Brackett), કુન્ડ (Pfund) શ્રેષ્ઠી તરીકે ઓળખાય છે. હાઈડ્રોજન વર્ષાપટમાં ઉપરની શ્રેષ્ઠીઓની સંકાંતિ કોષ્ટક 2.3માં દર્શાવેલ છે. આકૃતિ 2.11 (પેજ નં-46) હાઈડ્રોજન પરમાણુ માટે સંકાંતિની લાયમેન, બામર અને પાશ્ચન શ્રેષ્ઠીઓ દર્શાવે છે.

કોષ્ટક 2.3 પરમાણુવીય હાઈડ્રોજનની વર્ષાપટ રેખાઓ

શ્રેષ્ઠી	n_1	n_2	વર્ષાપટ વિસ્તાર
લાયમેન	1	2, 3, ...	પારજાંબલી
બામર	2	3, 4, ...	દશ્યમાન
પાશ્ચન	3	4, 5, ...	પારરક્ત
બ્રેકેટ	4	5, 6, ...	પારરક્ત
કુન્ડ	5	6, 7, ...	પારરક્ત



આકૃતિ 2.11 હાઇડ્રોજન પરમાણુમાં ઈલેક્ટ્રોનની સંકાંતિ (આકૃતિ સંકાંતિની લાયમન, બામર અને પાશ્ચાન શ્રેષ્ઠીઓ દર્શાવે છે.)

બધા જ તત્ત્વોમાં હાઇડ્રોજન પરમાણુનો સૌથી સરળ રેખા વર્ણિકાર છે. ભારે પરમાણુઓ માટે રેખા વર્ણિકાર વધુ ને વધુ જટિલ બનતો જાય છે. તેમ છતાં કેટલીક ખાસ વિશિષ્ટતાઓ રહેતી હોય છે જે બધા જ રેખા વર્ણિકારમાં સામાન્ય છે એટલે (i) તત્ત્વ માટેનું રેખા વર્ણિકાર અદ્ધીતીય હોય છે. (ii) દરેક તત્ત્વના રેખાવર્ણિકારમાં એક પ્રકારની નિયમિતતા જોવા મળે છે. હવે પ્રશ્નો ઉદ્ભબવે છે કે આ સરખાપણ માટે કયા કારણો હોઈ શકે? શું તેને પરમાણુની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના સાથે કંઈ લાગેવળું છે? આ પ્રશ્નોના ઉત્તર આપવા જરૂરી છે. આપણે આગળ ઉપર અભ્યાસ કરીશું કે તેના ઉત્તરો તત્ત્વોની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના સમજવામાં ચાવીરૂપ છે.

2.4 હાઇડ્રોજન પરમાણુ માટેનો બોહરનો નમૂનો (Bohr's Model for Hydrogen Atom)

નિલ્સ બોહર (Neils Bohr)(1913) સૌપ્રथમ હતા જેમણે હાઇડ્રોજન પરમાણુની રચના અને તેના વર્ણિકારને પરિમાણાત્મક રીતે સમજાવેલ હતો. જો કે આ સિદ્ધાંત આધુનિક કવોન્ટમ

યંત્રશાસ્ત્રનો ન હતો પણ તે પરમાણવીય રચના અને વર્ણિકારના ઘણા મુદ્દાઓનું સંમેયીકરણ (rationalization) કરવામાં ઉપયોગી નીવજ્યો. બોહરનો હાઇડ્રોજન પરમાણુ માટેનો નમૂનો નીચેની અભિધારણાઓ પર આધારિત છે.

- (i) હાઇડ્રોજન પરમાણુમાં રહેલો ઈલેક્ટ્રોન કેન્દ્રની આસપાસ વર્તુળાકાર પથમાં ચોક્કસ ત્રિજ્યા અને ઊર્જા સાથે ફરે છે. આ પથને કક્ષા, સ્થિર અવસ્થા અથવા માન્ય ઊર્જા અવસ્થાઓ કહે છે. આ કક્ષાઓ કેન્દ્રની આસપાસ સંક્ષેપ્ત (concentrically) રીતે ગોઠવાયેલી છે.
- (ii) કક્ષામાંના ઈલેક્ટ્રોનની ઊર્જા સમય સાથે બદલતી નથી, પરંતુ જ્યારે ઈલેક્ટ્રોન નીચલી સ્થિર કક્ષામાંથી ઉપલી સ્થિર કક્ષામાં જાય છે ત્યારે ઊર્જાનું અવશોષણ કરે છે અથવા ઊંચી ઊર્જા અવસ્થામાંથી નીચી ઊર્જાસ્તરમાં આવે છે ત્યારે ઊર્જાનું ઉત્સર્જન થાય છે (સમીકરણ 2.16). ઊર્જા ફેરફાર સતતપણે થતો નથી.

કોણીય વેગમાન

રેખીય વેગમાન જેમ દળ (m) અને રેખીય વેગ (v)નો ગુણાકાર છે તેમ કોણીય વેગમાન જડતવની ચાકમાત્ર (I) અને કોણીય વેગ (ω)નો ગુણાકાર છે. m_e દળ ધરાવતા ઈલેક્ટ્રોન જે કેન્દ્રની આજુબાજુ r અંતરે પથમાં ઘૂમે છે ત્યારે કોણીય વેગમાન $I\omega$ પરંતુ $I = m_e r^2$ અને $\omega = \frac{v}{r}$ છે. જ્યાં v રેખીય વેગ છે.

$$\text{કોણીય વેગમાન} = m_e r^2 \times \frac{v}{r} = m_e v r.$$

- (iii) બે સ્થિર અવસ્થાઓ જેમની વચ્ચે ઊર્જાનો ફેરફાર ΔE હોય છે અને તેમાં સંકાંતિ થાય છે ત્યારે અવશોષિત થતા અથવા ઉત્સર્જિત થતા વિકિરણની આવૃત્તિ નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય.

$$v = \frac{\Delta E}{h} = \frac{E_2 - E_1}{h} \quad (2.10)$$

જ્યાં, E_1 અને E_2 અનુક્રમે નીચા અને ઊંચા માન્ય ઊર્જાસ્તરોની ઊર્જા છે. આ રજૂઆત સામાન્ય રીતે બોહર આવૃત્તિ નિયમ તરીકે ઓળખાય છે.

- (iv) આપેલ સ્થિર કક્ષામાંના ઈલેક્ટ્રોનનું કોણીય વેગમાન સમીકરણ (2.11)માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે રજૂ કરી શકાય.

$$m_e v r = n \cdot \frac{h}{2\pi} \quad n = 1, 2, 3, \dots \quad (2.11)$$

જ્યાં m_e ઇલેક્ટ્રોનનું દળ છે, v વેગ અને r કક્ષકની ત્રિજ્યા છે જેમાં ઇલેક્ટ્રોન ફરે છે.

આમ, ઇલેક્ટ્રોન એવી જ કક્ષાઓમાં ઘૂમશે જેમના કોણીય વેગમાન $\left(\frac{h}{2\pi}\right)$ ના પૂર્ણ (integral) ગુણક હોય એટલે જ કેટલીક કક્ષાઓ જ માન્ય ગણાય છે. આનો અર્થ એમ થાય છે કે કોણીયવેગમાન ક્વોન્ટીકૃત છે. વિકિરણ ઉત્સર્જિત અથવા અવશોષિત તારે જ થાય જ્યારે ઇલેક્ટ્રોનનું સંકમણ કોણીય વેગમાનના એક ક્વોન્ટીકૃત મૂલ્યમાંથી બીજામાં જાય તારે જ. તેથી મેક્સવેલનો વિદ્યુતચુંબકીય સિદ્ધાંત અહિંયા લાગુ પડતો નથી અને તેથી જ કેટલીક નિશ્ચિત કક્ષકો સ્વીકાર્ય બને છે.

બોહ્ઝે ઉપયોગ કરેલી સ્થિર કક્ષાઓની ઊર્જાના વિચલન અંગેની વિગતો ઘણી ગ્રંચવાડાભરેલી હતી અને તેની ચર્ચા ઉપલા ધોરણોમાં કરવામાં આવશે. હાઈડ્રોજન પરમાણુના બોહ્ઝના નમૂના પ્રમાણે.

- ઇલેક્ટ્રોન માટેની સ્થિર કક્ષાઓને $n = 1, 2, 3, \dots$ એમ દર્શાવેલ છે. આ પૂર્ણાંક સંખ્યા (વિભાગ 2.6.2)ને મુલ્ય ક્વોન્ટમ આંક તરીકે ઓળખવામાં આવે છે.
- સ્થિર કક્ષાઓની ત્રિજ્યાઓ નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$r_n = n^2 a_0 \quad જ્યાં, a_0 = 52.9 \text{ pm.} \quad (2.12)$$

આમ પ્રથમ સ્થિર અવસ્થાની ત્રિજ્યાને બોહ્ઝે કક્ષા કહે છે તેની ત્રિજ્યા 52.9 pm થશે. સામાન્ય રીતે હાઈડ્રોજન પરમાણુમાં ઇલેક્ટ્રોન આ કક્ષામાં મળી આવે છે (એટલે કે $n = 1$). જેમ નાનું મૂલ્ય વધે છે તેમ નાનું મૂલ્ય પણ વધશે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો ઇલેક્ટ્રોન કેન્દ્રથી દૂર હશે.

- ઇલેક્ટ્રોન સાથે સંકળાયેલ ખૂબ અગત્યનો ગુણધર્મ છે તે સ્થિર અવસ્થાની ઊર્જા છે. તેને નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$E_n = -R_H \left(\frac{1}{n^2} \right) \quad n = 1, 2, 3, \dots \quad (2.13)$$

R_H ને રીડિબર્ગ અચળાંક કહે છે અને તેનું મૂલ્ય $2.18 \times 10^{-18} \text{ J}$ છે. સૌથી નીચી અવસ્થા જેને ધરા (ભૂમિ) અવસ્થા કહે છે તેની ઊર્જા થશે.

$$E_1 = -2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{1}{1^2} \right) = -2.18 \times 10^{-18} \text{ J}$$

$n = 2$ માટે સ્થિર અવસ્થાની ઊર્જાનું મૂલ્ય થશે.

$$E_2 = -2.18 \times 10^{-18} \text{ J} \left(\frac{1}{2^2} \right) = -0.545 \times 10^{-18} \text{ J}$$



નિલ્સ બોહ્ઝે
(1885–1962)

જ્યાં બૌતિકશાખાની નિલ્સ બોહ્ઝે 1911માં કોપનહેગન યુનિવર્સિટીમાંથી Ph.D.ની પદવી મેળવી હતી. તારબાદ તેઓએ જે. જે. થોમસન અને અર્ન્સ્ટ રૂથરફોર્ડ સાથે ઇંગ્લેન્ડમાં એક વર્ષ વીતાવ્યું. 1913માં કોપનહેગન પરત આવ્યા. જ્યાં તેમણે પોતાના જીવનનો શેષ ભાગ વીતાવ્યો. 1920માં તેમનું ઇન્સ્ટિટ્યુટ ઓફ થિયોરેટિકલ ફિઝિક્સ સંસ્થાના નિર્દશક તરીકે નામાભિધાન કરાયું. પ્રથમ વિશ્વયુદ્ધ પછી નિલ્સ બોહ્ઝે પરમાણીય ઊર્જાના શાંતિમય ઉપયોગો માટે ખૂબ જ મહેનત કરી. તેમણે પ્રથમ એટ્સ ફોર પીસ એવોર્ડ 1957માં મેળવ્યો. બોહ્ઝને બૌતિકવિજ્ઞાનમાં નોબેલ પારિતોષિક 1922માં આપવામાં આવેલું.

આકૃતિ 2.11માં જુદી જુદી હાઈડ્રોજન પરમાણુની સ્થિર અવસ્થા અથવા ઊર્જાસ્તર દર્શાવ્યા છે. આને ઊર્જાસ્તર આકૃતિ કહે છે.

જ્યારે ઇલેક્ટ્રોન કેન્દ્રની અસરથી મુક્ત હોય છે ત્યારે ઊર્જા બરાબર શૂન્ય લેવામાં આવે છે. આ પરિસ્થિતિમાં ઇલેક્ટ્રોન મુલ્ય ક્વોન્ટમ આંક $n = \infty$ સાથે સંકળાયેલ હોય છે અને તેને આયન થયેલો હાઈડ્રોજન પરમાણુ કહે છે. જ્યારે ઇલેક્ટ્રોન કેન્દ્ર વડે આકર્ષાય છે તથા તે n કક્ષામાં હોય છે ત્યારે ઊર્જાનું ઉત્સર્જન થાય છે અને ઊર્જા ઘટે છે. સમીકરણ

હાઈડ્રોજન પરમાણુ માટે ઋણ ઇલેક્ટ્રોનીય ઊર્જા (E_n)નો શું અર્થ થાય છે ?

હાઈડ્રોજન પરમાણુના ઇલેક્ટ્રોનની ઊર્જા ઋણ સંશા ધરાવે છે (સમીકરણ 2.13). આ ઋણ સંશા શું કહેવા માંગે છે ? આ ઋણ સંશા દર્શાવે છે કે પરમાણુમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રોનની ઊર્જા મુક્ત ઇલેક્ટ્રોન કરતાં ઓછી હોય છે. વિરામ સમયે (at rest) ઇલેક્ટ્રોન કેન્દ્રથી અનંત અંતરે દૂર હોવાનું કલ્પવામાં આવે છે અને તેની ઊર્જાનું મૂલ્ય શૂન્ય ગણવામાં આવે છે. આનો અર્થ ગાણિતીય રીતે કહીએ તો સમીકરણ (2.13)માં n બરાબર અનંત ગણીને મૂકીએ તો $E_{\infty} = 0$ થશે. ઇલેક્ટ્રોન જેમ કેન્દ્રની નજીક આવે છે તેમ n ઘટે છે અને નિરપેક્ષ મૂલ્યમાં વધતી જાય છે અને વધુ ને વધુ ઋણ બનતી જાય છે. સૌથી વધુ ઋણ ઊર્જા $n = 1$ માટે મેળવી શકાય જે સૌથી વધુ સ્થાયી કક્ષાને અનુરૂપ છે. આને આપણે ધરા અથવા ભૂમિ અવસ્થા કહીએ છીએ.

(2.13)માં ઋણ સંશાનું કારણ આ જ છે અને તે પ્રતિનિધિત્વ કક્ષાની શૂન્ય ઊર્જાની ($n = \infty$) સરખામણીમાં સ્થાયીતા સૂચવે છે.

- (d) હાઈડ્રોજન પરમાણુમાં રહેલા એક ઈલેક્ટ્રોનની જેમ બોહ્રનો સિદ્ધાંત એક ઈલેક્ટ્રોન ધરાવતા આયનોને લાગુ પાડી શકાય. ઉદાહરણ તરીકે He^+ , Li^{2+} , Be^{3+} , ... વગેરે. આવા આયનો (હાઈડ્રોજન જેવી જ સ્પીસિઝ તરીકે ઓળખાતી) સાથે સંકળાયેલ અવસ્થાઓની ઊર્જા નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$E_n = -2.18 \times 10^{-18} \left(\frac{Z^2}{n^2} \right) \text{ J} \quad (2.14)$$

અને ત્રિજ્યા નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$r_n = \frac{52.9(n)^2}{Z} \text{ pm} \quad (2.15)$$

જ્યાં, Z પરમાણુચી કમાંક છે અને તેના મૂલ્યો 2, 3 અનુક્રમે લિલિયમ અને લિથિયમ પરમાણુ માટે છે. ઉપરના સમીકરણો પરથી સ્પષ્ટ થાય છે કે Z ના વધારા સાથે ઊર્જાના મૂલ્ય વધુ ઋણ બનતા જાય છે અને ત્રિજ્યાના મૂલ્ય નાનાં થતાં જાય છે. આનો અર્થ એમ થાય કે ઈલેક્ટ્રોન કેન્દ્ર સાથે મજબૂતાઈથી બંધાયેલો હોય છે.

- (e) આ કક્ષાઓમાં ઘૂમતા ઈલેક્ટ્રોનનો વેગ નક્કી કરવાનું શક્ય છે. અહીંથાં સંપૂર્ણ પરિશુદ્ધ સમીકરણ આપેલ નથી પણ ગુણાત્મક રીતે કહીએ તો ઈલેક્ટ્રોનના વેગની માત્રા કેન્દ્ર પરના ઘનભારના વધારા સાથે વધે છે અને મુખ્ય કવોન્ટમ આંકના વધારા સાથે ઘટે છે.

2.4.1 હાઈડ્રોજનના રેખા વર્ણપત્રની સમજૂતી (Explanation of Line Spectrum of Hydrogen)

વિભાગ 2.3.3માં જણાવ્યા પ્રમાણે હાઈડ્રોજન પરમાણુના મળેલા રેખા વર્ણપત્રને બોહ્રના નમૂનાનો ઉપયોગ કરીને જથ્થાત્મક રીતે સમજાવી શકીએ. અભિધારણા 2 પ્રમાણે જો ઈલેક્ટ્રોન નીચા મુખ્ય કવોન્ટમ આંક ધરાવતી કક્ષામાંથી ઊંચો મુખ્ય કવોન્ટમ આંક ધરાવતી કક્ષામાં જાય ત્યારે ઊર્જાનું અવશોષણ થાય અને ઊંચો મુખ્ય કવોન્ટમ આંક ધરાવતી કક્ષામાંથી નીચો મુખ્ય કવોન્ટમ આંક ધરાવતી કક્ષામાં જાય ત્યારે ઊર્જાનું ઉત્સર્જન થાય છે. ટૂંકમાં ઈલેક્ટ્રોન ઊંચી કક્ષામાંથી નીચી કક્ષામાં ખસે છે ત્યારે વિકિરણ (ઊર્જા) ઉત્સર્જિત થાય છે. બસે કક્ષા વચ્ચેનો ઊર્જાનો ગાળો સમીકરણ (2.16) દર્શાવી શકાય.

$$\Delta E = E_f - E_i \quad (2.16)$$

સમીકરણ (2.13) અને (2.16)નો સમન્વય કરતાં

$$\Delta E = \left(-\frac{R_H}{n_f^2} \right) - \left(-\frac{R_H}{n_i^2} \right)$$

જ્યાં, n_i અને n_f પ્રારંભિક (initial) કક્ષા અને અંતિમ (final) કક્ષા દર્શાવે છે.

$$\Delta E = R_H \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) = 2.18 \times 10^{-18} \text{ J} \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) \quad (2.17)$$

ફોટોનના અવશોષણ કે ઉત્સર્જન સાથે સંકળાયેલી આવૃત્તિ સમીકરણ (2.18) દ્વારા ગણી શકાય.

$$\nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{R_H}{h} \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) = \frac{2.18 \times 10^{-18} \text{ J}}{6.626 \times 10^{-34} \text{ Js}} \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) \quad (2.18)$$

$$= 3.29 \times 10^{15} \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) \text{ Hz} \quad (2.19)$$

અને તરંગસંખ્યા ($\bar{\nu}$)ના પર્યાયમાં

$$\bar{\nu} = \frac{\nu}{c} = \frac{R_H}{hc} \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) \quad (2.20)$$

$$= \frac{3.29 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}}{3 \times 10^8 \text{ ms}^{-1}} \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) = 1.09677 \times 10^7 \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) \text{ m}^{-1} \quad (2.21)$$

અવશોષણ વર્ણપત્રની બાબતમાં $n_f > n_i$ અને કૌંસમાં દર્શાવેલ પર્યાય ધન છે અને ઊર્જા શોષાય છે. બીજી બાજુ લઈએ તો ઉત્સર્જન વર્ણપત્રમાં ($n_i > n_f$), ΔE ઋણ થશે અને ઊર્જા મુક્ત થશે.

સમીકરણ (2.17) અને રીડબર્ગ્યાની ઉપયોગ કરેલ સમીકરણ (2.9) સરખાં છે. રીડબર્ગ્યાની ગણતરી તે સમયે પ્રાય્ય પ્રાયોગિક માહિતી પરથી કરી હતી. આ ઉપરાંત અવશોષણ કે ઉત્સર્જન વર્ણપત્રમાં મળતી દરેક રેખા સૂચવે છે કે કોઈ ચોક્કસ સંકાંતિ હાઈડ્રોજન પરમાણુમાં થાય છે. હાઈડ્રોજન પરમાણુની મોટી સંખ્યાને લીધે જુદી જુદી શક્ય સંકાંતિઓનું અવલોકન થઈ શકે અને આને પરિણામે મોટી સંખ્યામાં વર્ણપત રેખાઓ મળે. વર્ણપત રેખાની તેજસ્વીતા અથવા તીવ્રતા સમાન તરંગલંબાઈ, અવશોષણ કે ઉત્સર્જન પામેલા ફોટોનની સંખ્યા પર આધાર રાખે છે.

કોયડો 2.10

હાઇડ્રોજન પરમાણુમાં $n = 5$ થી $n = 2$ કક્ષામાં થતી સંકાંતિ દરમિયાન ઉત્સર્જિત થતા ફોટોનની આવૃત્તિ અને તરંગલંબાઈ ગણો.

ઉકેલ : $n_i = 5$ અને $n_f = 2$ છે. આ સંકાંતિ બામર શ્રેષ્ઠીના દર્શયમાન વિસ્તારમાં વર્ણાપટ રેખા આપશે. સમીકરણ (2.17) પરથી

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18} \text{ J} \left(\frac{1}{5^2} - \frac{1}{2^2} \right) = -4.58 \times 10^{-19} \text{ J}$$

આ ઉત્સર્જન ઊર્જા છે.

ફોટોનની આવૃત્તિ (ઊર્જાને માત્રાના પર્યાયમાં લેતાં) નીચે પ્રમાણે આપી શકાય :

$$\nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{4.58 \times 10^{-19} \text{ J}}{6.626 \times 10^{-34} \text{ Js}} \\ = 6.91 \times 10^{14} \text{ Hz}$$

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3.0 \times 10^8 \text{ ms}^{-1}}{6.91 \times 10^{14} \text{ Hz}} \\ = 434 \text{ nm}$$

કોયડો 2.11

He^+ ની પ્રથમ કક્ષા સાથે સંકળાયેલ ઊર્જા ગણો. કક્ષાની ત્રિજ્યા કેટલી હશે.

$$\text{ઉકેલ : } E_n = -\frac{(2.18 \times 10^{-18} \text{ J})Z^2}{n^2} \text{ પરમાણુ}^{-1}$$

He^+ માટે, $n = 1$, $Z = 2$

$$\therefore E_1 = -\frac{(2.18 \times 10^{-18} \text{ J})(2)^2}{(1)^2} = -8.72 \times 10^{-18} \text{ J}$$

કક્ષાની ત્રિજ્યા સમીકરણ (2.15) વડે ગણી શકાય.

$$r_1 = \frac{(0.0529 \text{ nm})(n)^2}{Z}$$

$n = 1$ અને $Z = 2$ હોઈ

$$r_1 = \frac{(0.0529 \text{ nm})1^2}{2} = 0.02645 \text{ nm}$$

2.4.2 બોહ્રના પરમાણુ નમૂનાની મર્યાદાઓ (Limitations of Bohr's Model)

હાઇડ્રોજન પરમાણુનો બોહ્રનો નમૂનો બેશક રૂથર્ફોર્ડના કેન્દ્રીય નમૂના કરતાં વધુ સુધારાવાળો હતો, કારણ કે હાઇડ્રોજન અને હાઇડ્રોજન જેવા આયનો (He^+ , Li^{2+} , Be^{3+})ની સ્થાયીતા અને રેખા વર્ણાપટ સમજાવી શક્યો હતો. પરંતુ બોહ્રનો નમૂનો ઘણો જ સરળ હોવાથી નીચેના મુદ્દાઓ સમજાવવા માટે સક્ષમ નથી :

- અધ્યતન સ્પેક્ટ્રોસ્કોપિક તક્સિનિકીઓનો ઉપયોગ કરી અવલોકિત થયેલા હાઇડ્રોજન પરમાણુ વર્ણાપટને વધુ સૂક્ષ્મ (fine) ડાલેટ એટલે કે બે ખૂબ જ નજીક ગોઠવાયેલી રેખાઓ) રીતે સમજાવવામાં નિષ્ફળ નીવડ્યો. આ નમૂનો હાઇડ્રોજન સિવાયના અન્ય પરમાણુઓના વર્ણાપટ સમજાવવામાં અસમર્થ રહ્યો. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો ડિલિયમ પરમાણુ માત્ર બે જ ઈલેક્ટ્રોન ધરાવે છે. બીજા પરમાણુઓના વર્ણાપટ સમજાવી શક્યો ન હતો. વધારામાં બોહ્રનો સિદ્ધાંત ચુંબકીય ક્ષેત્રની હાજરીમાં (ઝીમેન (Zeeman) અસર) અને વિદ્યુતીય ક્ષેત્રની હાજરીમાં (સ્ટાર્ક (Stark) અસર), વર્ણાપટીય રેખાના વિપાટન (splitting) સમજાવવામાં અશક્તિમાન રહ્યો.
- તે પરમાણુઓની રાસાયણિક બંધથી અણુ બનાવવાની ક્ષમતા વિશે પણ સમજાવી શકેલ નાહિએ. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો ઉપર દર્શાવ્યા મુદ્દાઓને ધ્યાનમાં લઈને એક વધારે સારા સિદ્ધાંતની જરૂર જણાઈ જે સંકીર્ણ પરમાણુઓની રચનાની વિશિષ્ટ ખાસિયતો સમજાવી શકે.

2.5 પરમાણુના કવોન્ટમ યાંત્રિકીય નમૂના તરફ (Towards Quantum Mechanical Model of the Atom)

બોહ્રના નમૂનાની ઊણપોને કારણે પરમાણુ માટે એક વધુ યોગ્ય અને સરળ નમૂનો મેળવવા માટે પ્રયત્નો થયાં. આવા નમૂનાના નિર્માણમાં વિશિષ્ટ રીતે યોગદાન આપ્યું હોય તેવા બે અગત્યના વિકાસો (developments) હતા.

1. દ્રવ્યની દ્વૈત વર્તણૂક

2. હાઇડ્રોજનબર્ગનો અનિશ્ચિતતાનો સિદ્ધાંત

2.5.1 દ્રવ્યની દ્વૈત વર્તણૂક (Dual Behaviour of Matter)

1924માં ફેન્ય ભौતિકશાસ્ત્રી દ્વારા (De Broglie) રજૂ કર્યું કે દ્રવ્ય વિકિરણની જેમ દ્વૈત વર્તણૂક ધરાવે છે એટલે કે કણ અને તરંગ બંનેના ગુણધર્મો ધરાવે છે. આનો અર્થ એમ થાય કે ફોટોનને જેમ વેગમાન અને તરંગલંબાઈ છે તેમ ઈલેક્ટ્રોનને પણ વેગમાન અને તરંગલંબાઈ હોઈ શકે છે. બ્રોગ્લીએ આ સરખામણી પરથી દ્રવ્યતરંગની તરંગલંબાઈ (λ) અને વેગમાન (p) વચ્ચે નીચેનો સંબંધ રજૂ કર્યો.

લુઈસ દ્વારોગલી (1892 – 1987)

ફેન્ચ બૌતિકશાસ્ત્રી લુઈસ દ્વારોગલીએ 1910ની શરૂઆતમાં પૂર્વસ્નાતક કક્ષાએ ઈતિહાસનો અભ્યાસ કરેલો. પ્રથમ વિશ્વયુદ્ધ દરમિયાન તેમને રેઝિયો સંદેશાવહનનું કાર્ય સોંપવામાં આવેલ હોવાથી તેમનો વિજ્ઞાન તરફ રસ તેમને બૌતિકવિજ્ઞાન તરફ બેંચી લાવ્યો. તેમણે 1924માં પેરિસ યુનિવર્સિટીમાંથી Dr. Sc.ની પદવી મેળવી હતી. તેઓ 1932થી 1962માં નિવૃત્તિ સમય સુધી યુનિવર્સિટી ઓફ પેરિસમાં સૈદ્ધાંતિક બૌતિકવિજ્ઞાનના પ્રાથ્યાપક રહ્યા. તેમને 1929માં બૌતિકવિજ્ઞાનમાં નોબેલ પારિતોષિક અનાયત થયેલ.



$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{h}{p} \quad \dots(2.22)$$

જ્યાં m કણનું દળ છે અને v તેનો વેગ છે અને p તેનું વેગમાન છે. દ-બ્રોગલીનું પ્રાક્કથન પુરવાર થયું જ્યારે પ્રાયોગિક રીતે સાબિત થયું કે ઈલેક્ટ્રોનનો પુંજ વિવર્તન દર્શાવે છે. જે કોઈ તરંગની લાક્ષણિકતા છે. આ હકીકતનો ઉપયોગ ઈલેક્ટ્રોન માઈક્રોસ્કોપ જેનો આધાર સામાન્ય સૂક્ષ્મદર્શક યંત્રમાં પ્રકાશના તરંગ સ્વભાવનો ઉપયોગ કરીએ છીએ તેમ ઈલેક્ટ્રોનનો તરંગ સ્વભાવના આધારે કરવામાં આવેલો. ઈલેક્ટ્રોન માઈક્રોસ્કોપ આધુનિક સંશોધનમાં ખૂબ જ શક્તિશાળી સાધન છે કારણ કે તેના વડે 150 લાખ ગણું આવર્ધન (magnification) મેળવી શકાય છે.

એ નોંધવું જરૂરી બને છે કે દ-બ્રોગલી અનુસાર દરેક વસ્તુ ગતિમાં હોય ત્યારે તરંગની લાક્ષણિકતા દર્શાવે છે. સામાન્ય વસ્તુઓ સાથે સંકળાયેલી તરંગલંબાઈ ઘણી ટૂંકી (કારણ કે તેમના ભારે દળ) હોય છે અને તેથી તરંગપ્રકૃતિ પારખી શકાતી નથી. ઈલેક્ટ્રોન અને બીજા અવપરમાણવીય કક્ષા (જેમના દળ ઘણા ઓછા છે) સાથે સંકળાયેલી તરંગલંબાઈ પારખી શકાય છે. નીચે દર્શાવેલ કોયડા પરથી મળેલા પરિણામો આ મુદ્દાઓને ગુણાત્મક રીતે સાબિત કરે છે.

કોયડો 2.12

0.1 kg દળ ધરાવતો દડો જેનો વેગ 10 ms^{-1} છે તેની તરંગલંબાઈ ગણો.

ઉકેલ : દ-બ્રોગલી સમીકરણ (2.22) પ્રમાણે

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{(6.626 \times 10^{-34} \text{ Js})}{(0.1 \text{ kg})(10 \text{ ms}^{-1})}$$

$$= 6.626 \times 10^{-34} \text{ m} \quad (\text{J} = \text{kg m}^2 \text{s}^{-2})$$

કોયડો 2.13

ઇલેક્ટ્રોનનું દળ $9.1 \times 10^{-31} \text{ kg}$ છે. જો તેની ગતિજ ઊર્જા $3.0 \times 10^{-25} \text{ J}$ હોય તો તરંગલંબાઈ ગણો.

ઉકેલ : ગતિજ ઊર્જા = $\frac{1}{2}mv^2$

$$\therefore v = \left(\frac{2 \text{ K.E.}}{m} \right)^{\frac{1}{2}}$$

$$= \left(\frac{2 \times 3.0 \times 10^{-25} \text{ kg m}^2 \text{s}^{-2}}{9.1 \times 10^{-31} \text{ kg}} \right)^{\frac{1}{2}}$$

$$= 812 \text{ ms}^{-1}$$

$$\therefore \lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6.626 \times 10^{-34} \text{ Js}}{(9.1 \times 10^{-31} \text{ kg})(812 \text{ ms}^{-1})}$$

$$= 8967 \times 10^{-10} \text{ m}$$

$$= 896.7 \text{ nm}$$

કોયડો 2.14

$\lambda = 3.6 \text{ \AA}$ તરંગલંબાઈ ધરાવતા ફોટોનનું દળ ગણો.

ઉકેલ : $\lambda = 3.6 \text{ \AA} = 3.6 \times 10^{-10} \text{ m}$

ફોટોનનો વેગ = પ્રકાશનો વેગ

$$m = \frac{h}{\lambda v} = \frac{6.626 \times 10^{-34} \text{ Js}}{(3.6 \times 10^{-10} \text{ m})(3 \times 10^8 \text{ ms}^{-1})}$$

$$= 6.135 \times 10^{-29} \text{ kg}$$

2.5.2 હાઇઝનબર્ગનો અનિશ્ચિતતા સિદ્ધાંત

(Heisenberg's Uncertainty Principle)

જર્મન બૌતિકશાસ્ત્રી હાઇઝનબર્ગ 1927માં અનિશ્ચિતતા સિદ્ધાંતનું નિવેદન કરેલું, જે દ્રવ્ય અને વિકિરણ દ્વીતી વર્તણૂકનું પરિણામ હતું. આ નિયમ નિવેદિત કરે છે કે ઈલેક્ટ્રોનનું ચોક્કસ સ્થાન અને ચોક્કસ વેગમાન (અથવા વેગ) એક જ સાથે નક્કી કરવાનું અશક્ય છે.

ગાણિતીય રીતે તે સમીકરણ (2.23) પ્રમાણે દર્શાવી શકાય.

$$\Delta x \cdot \Delta p_x \geq \frac{h}{4\pi} \quad (2.23)$$

$$\text{અથવા } \Delta x \times \Delta(mv_x) \geq \frac{h}{4\pi}$$

$$\text{અથવા } \Delta x \times \Delta v_x \geq \frac{h}{4\pi m}$$

જ્યાં, Δx કણની તેના સ્થાનમાં અનિશ્ચિતતા છે અને Δp_x (અથવા Δv_x) તેના વેગમાનમાં (અથવા વેગમાં) અનિશ્ચિતતા છે. જો ઈલેક્ટ્રોનનું સ્થાન (Δx નાનો છે) ખૂબ જ ચોક્સાઈથી જાણતા હોઈએ તો તે સમયે ઈલેક્ટ્રોનનો વેગ અનિશ્ચિત (ΔV_x નું મૂલ્ય ઘણું મોટું) હશે. જો ઈલેક્ટ્રોનનો વેગ ચોક્સાઈપૂર્વક જાણતા હોઈએ (ΔV_x નું મૂલ્ય નાનું હશે) તો તે સમયે ઈલેક્ટ્રોનનું સ્થાન અનિશ્ચિત હશે (Δx ઘણું ઊંચું મૂલ્ય હશે.). આમ, આપણે ઈલેક્ટ્રોનના સ્થાન કે વેગ માટે કોઈ ભૌતિક માપન કરીએ તો નંતીજો (outcome) હંમેશાં અસ્પષ્ટ અને ધૂંધળું ચિત્ર હશે.

અનિશ્ચિતતાનો સિદ્ધાંત ઉદાહરણ દ્વારા સૌથી સારી રીતે સમજ શકાશે. ધારો કે તમને એક પાતળા કાગળની જડાઈ માપવા માટે અંકિત કર્યા વગરની માપવાનું કહેવામાં આવે તો સ્વાભાવિક છે મળતા પરિણામો ખૂબ જ અચોક્કસ અને અર્થહીન હશે. ધારો કે તમને પાતળા કાગળની અંકિત કરેલ માપવણી વડે જડાઈ માપવાનું કહેવામાં આવે તો, કાગળની જડાઈ કરતાં ઓછી જડાઈ માપે તેવું સાધન વાપરવું પડે. એ જ પ્રમાણે ઈલેક્ટ્રોનનું સ્થાન નક્કી કરવા માટે તમારે ઈલેક્ટ્રોનના પરિમાણો કરતાં ઓછા પરિમાણોવાળા એકમોમાં અંકિત કરેલી માપવણી વાપરવી પડે. (એ ધ્યાનમાં રાખવું કે ઈલેક્ટ્રોન બિંદુભાર છે અને તેથી તે પરિમાણરહિત હશે.) ઈલેક્ટ્રોનને અવલોકિત કરવા માટે તેને પ્રકાશ અથવા વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણથી પ્રદીપ્ત (illuminated) કરી શકીએ. ઉપયોગમાં લેવાયેલા પ્રકાશની તરંગલંબાઈ ઈલેક્ટ્રોનના પરિમાણો (dimension) કરતાં ઓછી હોવી જોઈએ. આવા પ્રકાશના ઊંચા વેગમાનવાળા ફોટોન $(p = \frac{h}{\lambda})$ અથડામણને

કારણે ઈલેક્ટ્રોનની ઊર્જામાં ફેરફાર કરે. આ પ્રકમમાં બેશક આપણે ઈલેક્ટ્રોનનું સ્થાન ગણી શકીએ, પરંતુ અથડામણ પછી ઈલેક્ટ્રોનના વેગ વિશે ઘણું ઓછું જાણી શકીએ.

અનિશ્ચિતતા નિયમનું મહત્વ :

હાઇઝનબર્ગ અનિશ્ચિતતા સિદ્ધાંતની એક અગત્યની બાબત એ છે કે ઈલેક્ટ્રોન અને બીજા સમાન કણોના નિશ્ચિત પથ અથવા પ્રક્રેપ પથના અસ્તિત્વને નકારી દે છે. વસ્તુઓના પ્રક્રેપ પથ તેના સ્થાન અને વેગ જુદી જુદી માત્રાઓથી નક્કી કરી શકાય છે. જો આપણે કોઈ ચોક્કસ સમયે પદાર્થનું સ્થાન અને તેનો વેગ જાણતા હોઈએ અને તેના પર તે સમયે લાગુ પડતું બળ જાણતા હોઈએ તો અમુક સમય પછી પદાર્થ ક્યાં હશે તે કહી શકીએ. આથી આપણે તારણ કાઢી શકીએ કે વસ્તુનું સ્થાન અને તેનો વેગ તેના પ્રક્રેપ પથ નક્કી કરે છે. ઈલેક્ટ્રોન જેવી અવપરમાણવીય વસ્તુ માટે કોઈ પણ ક્ષણે ચોક્કસાઈપૂર્વક તેના સ્થાન અને વેગ એકસાથે નક્કી કરવા અશક્ય છે. ઈલેક્ટ્રોન પ્રક્રેપ પથ વિશે વાત કરવી પણ શક્ય નથી.

હાઇઝનબર્ગ (Heisenberg) અનિશ્ચિતતા સિદ્ધાંતની અસર આપણને સૂક્ષ્મદર્શીય (microscopic) વસ્તુઓ માટે સાર્થક લાગે, પરંતુ સ્થૂળદર્શીય (macroscopic) વસ્તુઓ માટે તે નગણ્ય (negligible) છે. નીચેના ઉદાહરણો પરથી આ જોઈ શકાશે :

ધારો કે 1 મિલિગ્રામ (10^{-6} kg) દળ ધરાવતી વસ્તુને અનિશ્ચિતતા લાગુ પાડીએ તો,

$$\Delta v \cdot \Delta x = \frac{h}{4\pi \cdot m}$$

$$= \frac{6.626 \times 10^{-34} \text{ Js}}{4 \times 3.1416 \times 10^{-6} \text{ kg}}$$

$$\approx 10^{-28} \text{ m}^2 \text{s}^{-1}$$

વર્ણ હાઇઝનબર્ગ (1901 - 1976) 1923માં ખુનિય યુનિવર્સિટીમાંથી Ph.D.ની પદવી મેળવી હતી. ત્યારબાદ તેઓ ગોટિન્જન ખાતે મેક્સ બોર્ન સાથે અને નિલ્સ બોહર સાથે કોપનહેંગમાં 3 વર્ષ રહ્યા. તેઓ 1927 થી 1941 સુધી લિપ્ઝિગ (Leipzig) યુનિવર્સિટીમાં ભૌતિકવિજ્ઞાનના પ્રાધ્યાપક તરીકે રહ્યા. બીજા વિશ્વયુદ્ધ દરમિયાન હાઇઝનબર્ગ પરમાણુ બોમ્બની જર્મન શોધમાં ઈન્ચાર્જ હતા. વિશ્વયુદ્ધ પછી તેમને ગોટિન્જનની મેક્સ ખાનક ઈન્સ્ટિટ્યુટમાં નિયામક તરીકે નીમવામાં આવ્યા. તેઓ એક કુશળ પર્વતારોહક હતા. હાઇઝનબર્ગને 1932માં ભૌતિકવિજ્ઞાનમાં નોબેલ પારિતોષિક આપવામાં આવેલું.



$\Delta v \cdot \Delta x$ નું પ્રાપ્ત મૂલ્ય ઘણું જ નાનું હોવાથી નગણ્ય છે. આથી કોઈ એમ કહી શકે કે મિલિગ્રામ માપના અથવા તેનાથી ભારે વસ્તુઓ સાથે ગણતાં આનુસંગિત ચોક્સાઈ ભાગ્યે જ કોઈ સાચા પરિણામની હોય.

સૂક્ષ્મદર્શિય કણ જેવા કે ઈલેક્ટ્રોન માટે $\Delta v \cdot \Delta x$ નું મૂલ્ય ઘણું મોટું (વધારે) હોય છે. આવી અચોક્સતા સાચાં પરિણામની હોય છે. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો ઈલેક્ટ્રોનનું દળ 9.1×10^{-31} kg છે. હાઈજનબર્ગ અનિશ્ચિતતા સિદ્ધાંત પ્રમાણે

$$\begin{aligned}\Delta v \cdot \Delta x &= \frac{h}{4\pi m} \\ &= \frac{6.626 \times 10^{-34} \text{ Js}}{4 \times 3.1416 \times 9.11 \times 10^{-31} \text{ kg}} \\ &= 10^{-4} \text{ m}^2 \text{s}^{-1}\end{aligned}$$

આનો અર્થ એમ થાય છે કે કોઈ ઈલેક્ટ્રોનનું ચોક્કસ સ્થાન નક્કી કરવાનો પ્રયત્ન કરે તો અનિશ્ચિતતા ફક્ત 10^{-8} છે અને ગતિમાં અનિશ્ચિતતા થશે.

$$\frac{10^{-4} \text{ m}^2 \text{s}^{-1}}{10^{-8} \text{ m}} = 10^4 \text{ ms}^{-1}$$

આ મૂલ્ય એટલું મોટું છે કે બોહ્ઝરની કક્ષા(નિશ્ચિત)માં ફરતા ઈલેક્ટ્રોનનું ચિરસંમત ચિત્ર વાજબી રહી શકે નહિ. એટલા માટે તેનો એ જ અર્થ થાય છે કે ઈલેક્ટ્રોનના સ્થાન અને વેગમાનના પરિશુદ્ધ (ચોક્કસ) નિવેદનોને બદલે આપેલ સ્થાન અને વેગ માટે સંભાવનાને નિવેદિત કરવી પડે. આવું જ પરમાણુના કવોંટમ યંત્રશાસ્ત્રીય નમૂનામાં બને છે.

કોયડો 2.15

સૂક્ષ્મદર્શક યંત્રનો ઉપયોગ કરીને યોગ્ય ફોટોનથી પરમાણુમાં ઈલેક્ટ્રોનનું સ્થાન 0.1 \AA અંતરમાં જાણવા માટે કરવામાં આવેલ છે. તેની ગતિના માપનમાં કેટલી અનિશ્ચિતતા રહેલી છે ?

ઉકેલ : $\Delta x \cdot \Delta p = \frac{h}{4\pi}$ અથવા $\Delta x \cdot m \Delta v = \frac{h}{4\pi}$

$$\Delta v = \frac{h}{4\pi \Delta x m}$$

$$\begin{aligned}&= \frac{6.626 \times 10^{-34} \text{ Js}}{4 \times 3.14 \times 0.1 \times 10^{-10} \text{ m} \times 9.11 \times 10^{-31} \text{ kg}} \\ &= 0.579 \times 10^7 \text{ ms}^{-1} (1 \text{ J} = 1 \text{ kg m}^2 \text{s}^{-2}) \\ &= 5.79 \times 10^6 \text{ ms}^{-1}\end{aligned}$$

કોયડો 2.16

એક ગોલ્ફના દડાનું દળ 40 ગ્રામ છે અને વેગ 45 m/s છે. જો વેગ 2 %ની ચોક્સાઈથી માપી શકાય તો સ્થાનમાં અનિશ્ચિતતા ગણો.

ઉકેલ :

વેગમાં અનિશ્ચિતતા 2 % છે.

$$\text{એટલે } 45 \times \frac{2}{100} = 0.9 \text{ ms}^{-1}$$

સમીકરણ (2.22)નો ઉપયોગ કરતાં,

$$\begin{aligned}\Delta x &= \frac{h}{4\pi \Delta x m} \\ &= \frac{6.626 \times 10^{-34} \text{ Js}}{4 \times 3.14 \times 40 \text{ g} \times 10^{-3} \text{ kg g}^{-1} (0.9 \text{ ms}^{-1})} \\ &= 1.46 \times 10^{-33} \text{ m}\end{aligned}$$

આ મૂલ્ય કોઈ નમૂનારૂપ પરમાણુવીય કેન્દ્રના વ્યાસ કરતાં લગભગ $\sim 10^{18}$ ગણું નાનું છે. આગળ દર્શાવ્યું તેમ મોટા કણો માટે અનિશ્ચિતતા સિદ્ધાંત માપનની પરિશુદ્ધતામાં કોઈ અર્થપૂર્ણ સીમા સ્થાપતો નથી.

બોહ્ઝર નમૂનાની નિષ્ફળતાના કારણો :

હવે કોઈ પણ વ્યક્તિ બોહ્ઝર નમૂનાની નિષ્ફળતાના કારણો સમજી શકશે. બોહ્ઝર નમૂનામાં ઈલેક્ટ્રોન ભાર ધરાવતો કણ હતો અને કેન્દ્રની આસપાસ નિશ્ચિત કક્ષાઓમાં ફરતો સ્વીકારવામાં આવેલો. બોહ્ઝર નમૂનામાં તરંગ પ્રકૃતિને ગણતરીમાં લીધેલ નથી. બીજું કે કક્ષાઓને નિશ્ચિત પથ ગણવામાં આવેલી, પરંતુ આવી રીતે કક્ષાઓને નિશ્ચિત ત્યારે જ કહી શકાય કે ઈલેક્ટ્રોનનું સ્થાન અને વેગ બંનેને ચોક્સાઈપૂર્વક એક જ સમયે જાણતા હોઈએ. આ હાઈજનબર્ગના અનિશ્ચિતતા સિદ્ધાંત પ્રમાણે શક્ય નથી. આમ હાઈડ્રોજન પરમાણુનો બોહ્ઝર નમૂનો દ્રવ્યના દ્વૈત સ્વભાવને ધ્યાનમાં લેતો નથી અને હાઈજનબર્ગના સિદ્ધાંતનો વિરોધાભાસ દર્શાવે છે.

ઓસ્ટ્રિયન ભૌતિકશાસ્કી ઈરવિન શ્રોડિજર (Erwin Schrodinger) વિદેના યુનિવર્સિટીમાંથી 1910માં Ph.D. પદવી મેળવી હતી. 1927માં પ્લાન્કની વિનંતીથી યુનિવર્સિટી ઓફ બર્લિનમાં મેક્સ પ્લાન્કના ઉત્તરાધિકારી તરીકે નિમાયા હતા. શ્રોડિજર 1933માં બર્લિન છોડી દીધું, કારણ કે તેઓ ઈરવિન શ્રોડિજર (1887-1961)

હિટલર અને નાજી નીતિઓના વિરોધી હતા અને તેથી ઓસ્ટ્રિયા પરત આવી ગયા. જર્મની દ્વારા ઓસ્ટ્રિયા પર ચઢાઈ બાદ શ્રોડિજરને જબરદસ્તીથી તેમની પ્રોફેસરશીપમાંથી દૂર કરવામાં આવ્યા હતા. ત્યારબાદ તેઓ આયર્લેન્ડના ડાલ્લીનમાં ગયા અને ત્યાં સતત વર્ષ રહ્યા. શ્રોડિજરને 1933માં પી. એ. એમ. દિરાક (P. A. M. Dirac) સાથે સંયુક્ત રીતે નોબેલ પારિતોષિક આપવામાં આવેલું.



બોહ્ઝર નમૂનામાં રહેલી આ સહજ નબળાઈને કારણે બોહ્ઝરના નમૂનાને બીજા પરમાણુઓ માટે લાગુ પાડવાનો કોઈ અર્થ નથી. ખરેખર તો પરમાણુની રચનામાં ડેકિયું જરૂરી હતું કે જે દ્રવ્ય માટે તરંગ-કણ ગુણધર્મ સમજાવે અને હાઈજનબર્ગના અચોકકસ્તા સિદ્ધાંત સાથે સુસંગત રહે. કવોન્ટમ યંત્રશાસ્કીના આગમન સાથે આ શક્ય બન્યું.

2.6 પરમાણુનો કવોન્ટમ યાંત્રીકીય નમૂનો (Quantum Mechanical Model of Atom)

ન્યૂટનના ગતિના નિયમો પર આધારિત ચિરસંમત (classical) યંત્રશાસ્કી સફળતાપૂર્વક સ્થૂળ કણો જેવાં કે પથ્થરનું પડવું, ગ્રહોનું કક્ષામાં ફરવું વગેરેનું વર્ણન કરી શકે છે. અગાઉના વિભાગમાં જોયું તેમ આ પદાર્થો કણ તરીકેની વર્તણૂક દર્શાવે છે, પરંતુ જ્યારે આ નિયમો સૂક્ષ્મદર્શિય પદાર્થો જેવાં કે ઇલેક્ટ્રોન, પરમાણુ, આણુ વગેરે માટે નિષ્ફળ નીવડે છે. આનું કારણ ચિરસંમત યંત્રશાસ્કી દ્રવ્યનો દ્વેત સ્વભાવ, ખાસ કરીને અવપરમાણવીય કણો માટે અને અનિશ્ચિતતા સિદ્ધાંતને અવગણ્યા હતા. વિજ્ઞાનની શાખા જે દ્રવ્યની આ દ્વેત વર્તણૂકને ધ્યાનમાં લે છે તેને કવોન્ટમ યંત્રશાસ્કી કહે છે.

કવોન્ટમ યંત્રશાસ્કી સૈદ્ધાંતિક વિજ્ઞાન છે. જે સૂક્ષ્મદર્શિય

પદાર્થો જેમને બને કણ તરીકે અને તરંગ તરીકે અવલોકી શકાય તેવા ગુણધર્મો ધરાવે છે તેનો અભ્યાસ છે. તે આ કણો વેગના જે નિયમો પાળે છે તેને નિર્દિષ્ટ કરે છે. જ્યારે કવોન્ટમ યંત્રશાસ્કી સ્થૂળદર્શિય પદાર્થોને (જેમને માટે તરંગ જેવા ગુણધર્મો નગણ્ય છે) લાગુ પાડવામાં આવે છે ત્યારે ચિરસંમત યંત્રશાસ્કી લાગુ પાડવાથી મળતાં પરિણામો જેવા જ છે.

કવોન્ટમ યંત્રશાસ્કી 1926માં સ્વતંત્ર રીતે વર્નર હાઈજનબર્ગ અને ઈરવિન શ્રોડિજર વિકસિત કરેલા. આપણે અહીંયા એ કવોન્ટમ યંત્રશાસ્કીની ચર્ચા કરીશું, જે તરંગ ગતિના વિચારો પર આધારિત છે. કવોન્ટમ યંત્રશાસ્કીનું મૂળભૂત સમીકરણ શ્રોડિજરને વિકસાવેલું અને 1933માં ભૌતિક-વિજ્ઞાનમાં નોબેલ પારિતોષિક મેળવેલું. આ સમીકરણ જેમાં દ-બ્રોગ્લી દ્વારા રજૂ કરાયેલ તરંગ સ્વભાવનો સમાવેશ કરવામાં આવેલો. તે ખૂબ જ જટિલ છે અને તેના ઉકેલ માટે ઉચ્ચતર ગણિતશાસ્કી જરૂર પડે. ઉચ્ચતર ધોરણોમાં તેના ઉકેલ વિશે શીખશો.

પરમાણુ કે આણુ જેવી પ્રણાલી (જેની ઊર્જા સમય સાથે બદલાતી નથી) માટેનું શ્રોડિજર સમીકરણ $\hat{H}\Psi = E\Psi$ પ્રમાણે લખી શકાય. જ્યાં, \hat{H} ગાણિતીય કારક છે જેને હેમિલ્ટોનીયન (Hamiltonian) કારક કહેવામાં આવે છે. શ્રોડિજરે પ્રણાલીની કુલ ઊર્જા માટેના પદ માટે આ કારકની રચનાની માહિતી આપી હતી. પ્રણાલીની કુલ ઊર્જા બધા જ અવપરમાણવીય કણો (ઇલેક્ટ્રોન, કેન્દ્ર)ની ગતિશક્તિ, કેન્દ્ર અને ઇલેક્ટ્રોન વચ્ચે આકર્ષણ તથા ઇલેક્ટ્રોન અને કેન્દ્રના વ્યક્તિગત રીતે અપાકર્ષણના વિભવને ધ્યાનમાં લીધા હતા. આ સમીકરણનો ઉકેલ E અને Ψ આપે છે.

હાઈડ્રોજન પરમાણુ અને શ્રોડિજર સમીકરણ :

જ્યારે શ્રોડિજરનું સમીકરણ હાઈડ્રોજન પરમાણુ માટેના ઉકેલ માટે ઉપયોગમાં લેવાયું, ત્યારે તેના ઉકેલથી શક્ય ઊર્જાસ્તર કે જે ઇલેક્ટ્રોન ધરાવી શકે છે અને તેમને અનુરૂપ દરેક ઊર્જાસ્તર સાથે સંકળાપેલ તરંગ વિધેય Ψ . આ કવોન્ટમ ઊર્જાસ્તર અને તેને અનુરૂપ તરંગવિધેય જેમને ત્રણ કવોન્ટમ આંક (મુખ્ય કવોન્ટમ આંક n , ગૌણ કવોન્ટમ આંક 1 અને ચુંબકીય કવોન્ટમ આંક m_l)ના સેટથી લાક્ષણિક કરવામાં આવ્યા છે. તે શ્રોડિજર સમીકરણના ઉકેલ તરીકે સહજ પરિણામ (consequence) હતું. જ્યારે કોઈ ઇલેક્ટ્રોન કોઈ ઊર્જાસ્તરમાં

હોય તારે તેને અનુરૂપ તરંગ વિધેય ઈલેક્ટ્રોન વિશેની બધી જ માહિતી ધરાવે છે. તરંગ વિધેય ગાણિતીય વિધેય છે જેનું મૂલ્ય પરમાણુમાં રહેલા ઈલેક્ટ્રોનના યામો પર આધાર રાખે છે અને તેનો કોઈ ભૌતિક અર્થ થતો નથી. હાઇડ્રોજન અથવા હાઇડ્રોજન જેવી સ્પીસિઝ જેમાં એક ઈલેક્ટ્રોન જ હોય છે તેમના તરંગ વિધેયોને પરમાણીય ક્ષકો કહે છે. આવી એક ઈલેક્ટ્રોન ધરાવતી સ્પીસિઝને લગતા આવા તરંગ વિધેયોને એક ઈલેક્ટ્રોન પદ્ધતિ કહે છે. પરમાણુમાં કોઈ પણ બિંદુએ ઈલેક્ટ્રોન મળી આવવાની સંભાવ્યતા (probability) તે બિંદુએ $|Psi|^2$ ને સમપ્રમાણ હોય છે. હાઇડ્રોજન પરમાણુ માટેના ક્વોન્ટમ યંત્રશાસ્ત્રીય પરિણામો સફળતાપૂર્વક હાઇડ્રોજન પરમાણુની બધી જ બાબતો જેમાં બોહર નમૂનાના આધારે ન સમજાવી શકાયેલ બાબતોનો પણ સમાવેશ થાય છે તે સમજાવી શકાય છે.

શ્રોટિજર સમીકરણ બહુઈલેક્ટ્રોન ધરાવતા પરમાણુને લાગુ પડતાં મુશ્કેલી સર્જય છે. શ્રોટિજર સમીકરણનો બહુઈલેક્ટ્રોન પરમાણુ માટે ચોક્સાઈપૂર્વક ઉકેલ લાવી શકતો નથી. આ મુશ્કેલીનું નિરાકરણ આશરા પડતી (approximate) પદ્ધતિઓ વડે લાવી શકાય છે. આધુનિક કમ્પ્યુટરની મદદથી કરેલી ગાળતરીઓ દર્શાવે છે કે હાઇડ્રોજન સિવાયના પરમાણુની ક્ષકો અગાઉ ચર્ચા કરેલા હાઇડ્રોજનની ક્ષકોથી ખાસ કોઈ મૂલજ (radical) રીતે અલગ પડતી નથી. મુજ્ય તફાવત વધતા જતા કેન્દ્રિય ભારને લીધે છે. આને કારણે બધી જ ક્ષકો કંઈક અંશે સંકોચાય છે. જે આગળ ઉપર જોશો (2.6.3 અને 2.6.4 પેટાવિભાગોમાં). હાઇડ્રોજન અથવા હાઇડ્રોજન જેવી સ્પીસિઝ માટેની ક્ષકો જેમની ઊર્જા માત્ર ક્વોન્ટમ આંક n પર આધાર રાખે છે તેને બદલે બહુઈલેક્ટ્રોન ધરાવતા પરમાણુમાં ક્ષકોની ઊર્જા n અને l ક્વોન્ટમ આંક પર આધાર રાખે છે.

પરમાણુના ક્વોન્ટમયાંત્રિકીય નમૂનાની

અગત્યની ખાસિયતો :

પરમાણુનો ક્વોન્ટમયાંત્રિકીય નમૂનો પરમાણુની રચનાનું ચિત્ર છે. જે પરમાણુઓને શ્રોટિજર સમીકરણ લાગુ પાડતાં મળી આવે છે. પરમાણુના ક્વોન્ટમયાંત્રિકીય નમૂનાની અગત્યની ખાસિયતો નીચે પ્રમાણે છે :

- પરમાણુમાં ઈલેક્ટ્રોનની ઊર્જા ક્વોન્ટીકૃત થયેલી હોય છે (એટલે કે તેમને કોઈ વિશિષ્ટ મૂલ્યો હોય છે.). ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો ઈલેક્ટ્રોન પરમાણુના કેન્દ્ર સાથે બંધિત હોય છે.
- ક્વોન્ટીકૃત ઈલેક્ટ્રોનીય ઊર્જાસરનું અસ્તિત્વ

ઈલેક્ટ્રોનની તરંગ પ્રકૃતિનું સીધું જ પરિણામ છે અને તે શ્રોટિજર સમીકરણથી માન્ય ઉકેલ છે.

- પરમાણુમાં ઈલેક્ટ્રોનનું ચોક્સ સ્થાન અને વેગ એક સાથે નક્કી કરી શકાય નહિ (હાઇજનબર્ગ અનિશ્ચિતતા સિદ્ધાંત) માટે પરમાણુમાં ઈલેક્ટ્રોનનો પથ કદી નક્કી કરી શકાય નહિ અથવા ચોક્સાઈપૂર્વક જાણી શકાય નહિ. આથી જ તમે આગળ જોશો કે પરમાણુમાં જુદા જુદા બિંદુએ ઈલેક્ટ્રોન મળવાની સંભાવના વિશે વાત કરે છે.
- પરમાણીય ક્ષક પરમાણુમાંના ઈલેક્ટ્રોનનું તરંગ વિધેય છે, જ્યારે કોઈ ઈલેક્ટ્રોનનું તરંગવિધેય તરીકે વર્ણન કરવામાં આવે છે ત્યારે આપણે કહીએ છીએ કે ઈલેક્ટ્રોન તે ક્ષક ધરાવે છે. આવા ઘણા તરંગ વિધેયો ઈલેક્ટ્રોન માટે શક્ય હોવાથી પરમાણુમાં ઘણી પરમાણીય ક્ષકો હોય છે. “એક ઈલેક્ટ્રોન ક્ષક તરંગ વિધેયો” અથવા ક્ષકો પરમાણુની ઈલેક્ટ્રોનીય રચનાનો પાયો છે. દરેક ક્ષકમાં ઈલેક્ટ્રોનને નિશ્ચિત (definite) ઊર્જા હોય છે. ક્ષક બે કરતાં વધારે ઈલેક્ટ્રોન સમાવી શકે નહિ. બહુઈલેક્ટ્રોન ધરાવતા પરમાણુમાં વધતી ઊર્જાના કમમાં ઈલેક્ટ્રોન ભરવામાં (ગોઠવવામાં) આવે છે. વધુ ઈલેક્ટ્રોન પરમાણુમાં દરેક ઈલેક્ટ્રોન માટે ક્ષક તરંગ વિધેય હોવું જોઈએ. જે તે ઈલેક્ટ્રોન ધરાવતી ક્ષકની લાક્ષણિકતા હોય છે. પરમાણુના ઈલેક્ટ્રોનની બધી જ માહિતી તેના ક્ષક-તરંગવિધેય Ψ માં સંગ્રહિત થાય છે અને તરંગશાસ્ત્રીય Ψ થી ચોક્સ માહિતી મેળવવાનું શક્ય બને છે.
- પરમાણુમાં કોઈ પણ બિંદુએ ઈલેક્ટ્રોન મળવાની સંભાવ્યતા ક્ષક તરંગ વિધેયના વર્ગના સમપ્રમાણમાં હોય છે એટલે કે તે બિંદુએ $|Psi|^2$, $|Psi|^2$ સંભાવ્યતા ઘણતા તરીકે ઓળખાય છે અને તે હંમેશાં ધન હોય છે. પરમાણુમાં જુદા જુદા બિંદુએ $|Psi|^2$ ના મૂલ્ય પરથી કેન્દ્રની આસપાસના વિસ્તારમાં ઈલેક્ટ્રોન મળી આવવાની વધુમાં વધુ સંભાવ્યતાનું પ્રાક્કૂઠન કરવાનું શક્ય બનાવે છે.

2.6.1 ક્ષકો અને ક્વોન્ટમ આંક (Orbitals and Quantum Numbers)

પરમાણુમાં ઘણી સંખ્યામાં ક્ષકો હોઈ શકે છે. ગુણાત્મક રીતે આ ક્ષકોને તેમના કદ, આકાર અને દિક્કુંન્યાસ

(orientation) પરથી વિભેદિત કરી શકાય છે. નાના કદની કક્ષકનો અર્થ એમ થાય છે કે કેન્દ્રની નજીક ઈલેક્ટ્રોન મળી આવવાની સંભાવ્યતાની તક વધારે છે. એ જ પ્રમાણે આકાર અને દિક્ક્વિન્યાસનો અર્થ છે કે બીજી દિશાઓ કરતાં અમુક ચોક્કસ દિશામાં ઈલેક્ટ્રોન મળવાની સંભાવ્યતા વધારે છે. પરમાણ્વીય કક્ષકો પરિશુદ્ધતાપૂર્વક તેમના કવોન્ટમ આંક તરીકે ઓળખાતી બાબતથી વિભેદિત કરી શકાય છે. દરેક કક્ષક ગ્રાફ કવોન્ટમ આંક n , l અને m તરીકે વિભિન્નત કરાય છે.

મુખ્ય કવોન્ટમ આંક : ‘ n ’ ધન પૂર્ણાંક છે, જેનું મૂલ્ય $n = 1, 2, 3, \dots$ છે. મુખ્ય કવોન્ટમ આંક કક્ષકનું કદ અને વિશેષ પ્રમાણમાં ઉર્જા નક્કી કરે છે. હાઇડ્રોજન અને હાઇડ્રોજન જેવી સ્પોસિઝ (He^+ , Li^{2+}, \dots વગેરે) માટે ઉર્જા અને કક્ષકનું કદ માત્ર ‘ n ’ ઉપર આધાર રાખે છે.

મુખ્ય કવોન્ટમ આંક કોશની (shell) ઓળખ આપે છે. નાના મૂલ્યમાં વધારા સાથે માન્ય કક્ષકોની સંખ્યા પણ વધે છે અને તેમને ‘ n^2 ’ તરીકે દર્શાવાય છે. આપેલ નાના મૂલ્ય માટેની બધી જ કક્ષકોમાં પરમાણુનો એક જ કોશ હોય છે અને તેમને નીચેના મૂળાક્ષરોમાં દર્શાવાય છે.

$$n = 1 \quad 2 \quad 3 \quad 4 \quad \dots$$

$$\text{કોશ} = \text{K} \quad \text{L} \quad \text{M} \quad \text{N} \quad \dots$$

મુખ્ય કવોન્ટમ આંક ‘ n ’ના વધારા સાથે કક્ષકનું કદ વધે છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો ઈલેક્ટ્રોન કેન્દ્રથી દૂર રહેલો હશે. ધનભાર ધરાવતા કેન્દ્રથી ગ્રાણભાર ધરાવતા ઈલેક્ટ્રોનને બસેડવા માટે ઉર્જાની જરૂર પડે છે. તેથી નાના વધારા સાથે વધારે ઉર્જાની જરૂર પડશે.

ગૌણ (Azimuthal) કવોન્ટમ આંક l ને કક્ષક કોણીય વેગમાન અથવા સહાયક કવોન્ટમ આંક પણ કહે છે. તે કક્ષકના ત્રિપરિમાણીય આકારને વ્યાખ્યાયિત કરે છે. આપેલ નાના મૂલ્ય માટે l ના મૂલ્યો 0 થી $n - 1$ સુધીના હોઈ શકે છે. $l = 0, 1, 2, \dots (n - 1)$.

ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો જ્યારે $n = 1$ હોય ત્યારે $l = 0$ થશે. $n = 2$ માટે l ના શક્ય મૂલ્યો $0, 1$ થશે અને $n = 3$ માટે l ના મૂલ્ય $0, 1, 2$ થશે.

દરેક કોશ એક અથવા વધુ પેટાકોશ અથવા પેટાસ્તર ધરાવે છે. મુખ્ય કોશમાં પેટાકોશની સંખ્યા n હોય છે. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો, પ્રથમ કોશ ($n = 1$)માં એક જ

પેટાકોશ હશે જે $l = 0$ ને અનુરૂપ છે. બીજા કોશ ($n = 2$)માં બે પેટાકોશ હશે ($l = 0, 1$) અને ત્રીજા કોશમાં ($n = 3$) ત્રણ પેટાકોશ ($l = 0, 1, 2$) અને તે પ્રમાણે આગળ ઉપર હશે. પેટાકોશને ગૌણ કવોન્ટમ આંક નિર્દેશિત કરવામાં આવેલ છે. l ના જુદા જુદા મૂલ્યો પ્રમાણે પેટાકોશ l ને નીચેની સંજ્ઞાઓથી દર્શાવાય છે.

$$\text{નું મૂલ્ય} : 0 \quad 1 \quad 2 \quad 3 \quad 4 \quad 5 \quad \dots$$

$$\text{પેટાકોશ માટેનો} : s \quad p \quad d \quad f \quad g \quad h \quad \dots$$

સંકેત

કોણક 2.4માં આપેલ મુખ્ય કવોન્ટમ આંક માટે ના માન્ય મૂલ્યો અને સંબંધિત પેટાકોશના સંકેત આપવામાં આવ્યા છે.

ટેબલ 2.4 પેટાકોશના સંકેત (Notations)

n	l	પેટાકોશ સંકેત
1	0	$1s$
2	0	$2s$
2	1	$2p$
3	0	$3s$
3	1	$3p$
3	2	$3d$
4	0	$4s$
4	1	$4p$
4	2	$4d$
4	3	$4f$

ચુંબકીય કક્ષકીય કવોન્ટમ આંક m_l : નિર્દેશાંક યામો પ્રમાણિત સેટના સંદર્ભમાં કક્ષકના અવકાશીય દિક્ક્સ્થાન વિશે માહિતી આપે છે. કોઈ પણ પેટાકોશ માટે (l મૂલ્યો વડે વ્યાખ્યાયિત કરેલ) m_l ના $2l + 1$ મૂલ્યો શક્ય છે. આ મૂલ્યો આ પ્રમાણે આપી શકાય.

$$m_l = -l, -(l-1), -(l-2), \dots, 0, 1, \dots, (l-2), (l-1), l$$

આથી $l = 0$ માટે m_l ના માન્ય મૂલ્ય $m_l = 0, [2(0) + 1 = 1]$, એક s કક્ષક]. $l = 1$ માટે, m_l થશે $-1, 0$ અને $+1$ [$2(1)+1 = 3$, ત્રણ p -કક્ષકો]. $l = 2$ માટે $m_l = -2, -1, 0, +1$ અને $+2, [2(2)+1 = 5$, પાંચ d કક્ષકો]. એ નોંધવું જરૂરી છે કે m_l ના મૂલ્યો l માંથી અને l ના મૂલ્યો n માંથી મેળવેલા હોય છે.

આમ પરમાણુની દરેક કક્ષક માટે n, l અને m_l ના મૂલ્યોના સેટથી વ્યાખ્યાપિત હોય છે. $n = 2, l = 1, m_l = 0$ કક્ષક p -પેટાકોશની કક્ષક છે. નીચેનો ચાર્ટ પેટાકોશ અને તેની સાથે સંબંધિત કક્ષકોની સંખ્યા દર્શાવે છે.

નું મૂલ્ય	0	1	2	3	4	5
પેટાકોશ સંકેત	s	p	d	f	g	h
કક્ષકોની સંખ્યા	1	3	5	7	9	11

ઇલેક્ટ્રોન ભ્રમણ (spin) ‘s’ : પરમાણવીય કક્ષકોને ચિહ્નિત કરતાં ગ્રાણેય કવોન્ટમ આંક ઉર્જા, આકાર અને દિક્ષવિન્યાસનો સરખી રીતે ઉપયોગ કરીને વ્યાખ્યાપિત કરી શકાય છે, પરંતુ આ બધા જ કવોન્ટમ આંક એક વધુ ઇલેક્ટ્રોનની બાબતમાં મેળવેલા રેખા વર્ણપત્ર સમજાવી શકવા માટે પૂરતાં નથી. કારણ કે એમાં કેટલીક રેખાઓ ખરેખર ડબ્લેટ (ખૂબ જ નજીક નજીક બે રેખાઓ), ટ્રિપ્લેટ (ખૂબ જ નજીક-નજીક ગ્રાણેયાઓ) વગેરે મળે છે. આ સૂચયે છે કે બીજા કેટલાક વધારે શક્તિ સ્તર ગ્રાણેય કવોન્ટમ આંકથી પ્રાકૃક્થન કર્યા ઉપરાંત હાજર હોવા જોઈએ.

1925માં જ્યોર્જ ઉહ્લેનબેક (Uhlenbeck) અને સેમ્યુઅલ ગાઉડસ્મિટ (Samuel Goudsmit) ચોથા કવોન્ટમ આંક - ઇલેક્ટ્રોન ભ્રમણ કવોન્ટમ આંક (m_s) તરીકે જાહીએ છીએ તેની દરખાસ્ત કરી. પૃથ્વી જેમ પોતાની ધરી પર સૂર્યની આજુબાજુ ભ્રમણ કરે છે તેવી રીતે ઇલેક્ટ્રોન પોતાની ધરી પર ભ્રમણ કરે છે. બીજા શર્દીમાં કહીએ તો ઇલેક્ટ્રોનને ભાર અને દળ ઉપરાંત હજી હોઈએ.

કોઈ આંતરિક ભ્રમણ કોણીય કવોન્ટમ આંક હોવો જોઈએ. ઇલેક્ટ્રોનનું ભ્રમણ કવોન્ટમ વેગમાન-સદિશ રાશિ છે તેને બે પસંદ કરેલી ધરીની સાપેક્ષમાં બે દિક્ષવિન્યાસ હોઈ શકે છે. આ બે દિક્ષવિન્યાસ જે ભ્રમણ કવોન્ટમ આંક m_s થી વિભેદિત કરી શકાય છે તેના મૂલ્યો $+\frac{1}{2}$ અથવા $-\frac{1}{2}$ હોઈ શકે છે. આને બે ઇલેક્ટ્રોનની ભ્રમણ અવસ્થાઓ કહે છે અને સામાન્ય રીતે તે તીર વડે \uparrow (ભ્રમણ ઉપર તરફ) અને \downarrow (ભ્રમણ નીચે તરફ) તરીકે દર્શાવાય છે. બે ઇલેક્ટ્રોનના m_s જુદા જુદા હોય છે (એક $+\frac{1}{2}$ અને બીજો $-\frac{1}{2}$) અને વિરુદ્ધ સ્પિન ધરાવે છે તેમ કહેવાય છે.

એકદરે જોઈએ તો ચારેય કવોન્ટમ આંક નીચેની માહિતી પૂરી પાડે છે.

- n કોશને વ્યાખ્યાપિત કરે છે, કક્ષકનું કદ નક્કી કરે છે અને મોટા ભાગે કક્ષકની શક્તિ નક્કી કરે છે.
- દરેક n માં કોશમાં પેટાકોશની સંખ્યા n હોય છે, l પેટાકોશની ઓળખ આપે છે અને કક્ષકનો આકાર નક્કી કરે છે (જુઓ વિભાગ 2.6.2). દરેક પ્રકારની પેટાકોશમાં $(2l + 1)$ પ્રકારની કક્ષકો હોય છે. એટલે કે પ્રતિ પેટાકોશમાં એક d -કક્ષક ($l = 0$) અને ગ્રાણેય p -કક્ષક ($l = 1$) અને પાંચ d -કક્ષકો ($l = 2$). કંઈક અંશે વધુ ઇલેક્ટ્રોન પરમાણુમાં કક્ષકની ઉર્જા નક્કી કરે છે.
- m_l કક્ષકનો દિક્ષવિન્યાસ દર્શાવે છે. દરેક આપેલ l ના મૂલ્ય માટે તેનું મૂલ્ય $2l + 1$ જેટલું હોય છે જે પ્રત્યેક

કક્ષા, કક્ષક અને તેની અગત્ય

કક્ષા અને કક્ષક એકબીજાના પર્યાયો નથી. કક્ષા એટલે બોહ્રના જણાવ્યા પ્રમાણો કેન્દ્રની ફરતે વર્તુળાકાર માર્ગ જેમાં ઇલેક્ટ્રોન ફરે છે. હાઈજનબર્ગ અનિશ્ચિતતા નિયમ પ્રમાણો ઇલેક્ટ્રોનના આ માર્ગનું ચોક્કસ વર્ણન આપવું અશક્ય છે. બોહ્ર કક્ષાનો આથી કોઈ વાસ્તવિક અર્થ નથી અને તેને કદી પણ પ્રાયોગિક રીતે નિર્દેશિત કરી શકાય નહિ. બીજી બાજુએ જોઈએ તો પરમાણવીય કક્ષક કવોન્ટમ યાંત્રિકીય ઘ્યાલ છે અને પરમાણુમાં એક ઇલેક્ટ્રોન તરંગ વિધેય ફુનો નિર્દેશ કરે છે. તે ગ્રાણેય કવોન્ટમ આંક (n, l અને m_l)થી લાક્ષણિક છે અને તેનું મૂલ્ય ઇલેક્ટ્રોનની યામો પર આધાર રાખે છે. ફુને પોતાને પણ કોઈ ભૌતિક અર્થ નથી. તરંગવિધેયનો વર્ગ એટલે કે $|ψ|^2$ નો ભૌતિક અર્થ છે. પરમાણુમાં કોઈપણ બિંદુએ $|ψ|^2$, તે બિંદુએ સંભાવ્યતા ઘનતાનું મૂલ્ય આપે છે. સંભાવ્યતા ઘનતા ($|ψ|^2$) પ્રતિ એકમકદમાં સંભાવ્યતા છે અને $|ψ|^2$ અને નાના કદ (જેને કદ તત્ત્વ (element) કહે છે.) તેનો ગુણાકાર. તે કદમાં ઇલેક્ટ્રોન મળી આવવાની સંભાવ્યતા આપે છે. (નાના કદ તત્ત્વનો નિર્દેશ કરવાનું કારણ એક વિસ્તાર (range) માંથી બીજા વિસ્તારમાં $|ψ|^2$ બદલાય છે. પરંતુ તેનું મૂલ્ય નાના કદ તત્ત્વમાં અચળ ધારવામાં આવ્યું છે.) આપેલ કદમાં ઇલેક્ટ્રોન મળી આવવાની કુલ સંભાવ્યતા $|ψ|^2$ અને તેને અનુરૂપ કદ તત્ત્વના ગુણાકારના સરવાળાથી ગણી શકાય છે. આમ, કક્ષકમાં ઇલેક્ટ્રોનની સંભાવ્યતા વહેંચાયી મેળવવાનું શક્ય બને છે.

પેટાકોશની કક્ષકોની સંખ્યા બરાબર હોય છે. આનો અર્થ એમ થાય છે કે કક્ષકોની સંખ્યા કેટલી રીતે દિક્કવિન્યાસ પામે છે તે સંખ્યા છે.

- (iv) m_s ઈલેક્ટ્રોનના ભ્રમણના દિક્કવિન્યાસનો સંદર્ભ આપે છે.

કોયડો 2.17

મુખ્ય કવોન્ટમ આંક $n = 3$ સાથે સંકળાયેલી કુલ કક્ષકોની સંખ્યા કેટલી હશે ?

ઉકેલ :

$n = 3$ માટે l ના શક્ય મૂલ્યો 0, 1 અને 2 છે. એક $3s$ કક્ષક, ($n = 3, l = 0$ અને $m_l = 0$) અને ગ્રાણ $3p$ કક્ષકો ($n = 3, l = 1$ અને $m_l = -1, 0, +1$) પાંચ d -કક્ષકો ($n = 3, l = 2$ અને $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$). આમ કક્ષકોની કુલ સંખ્યા $1 + 3 + 5 = 9$. આ જ મૂલ્ય નીચેના સંબંધનો ઉપયોગ કરીને મેળવી શકાય. કક્ષકોની સંખ્યા $= n^2$ એટલે $3^2 = 9$.

કોયડો 2.18

s, p, d, f સંકેતિનો ઉપયોગ કરીને નીચેના કવોન્ટમ આંક દર્શાવતી કક્ષકોનું વર્ણન કરો.

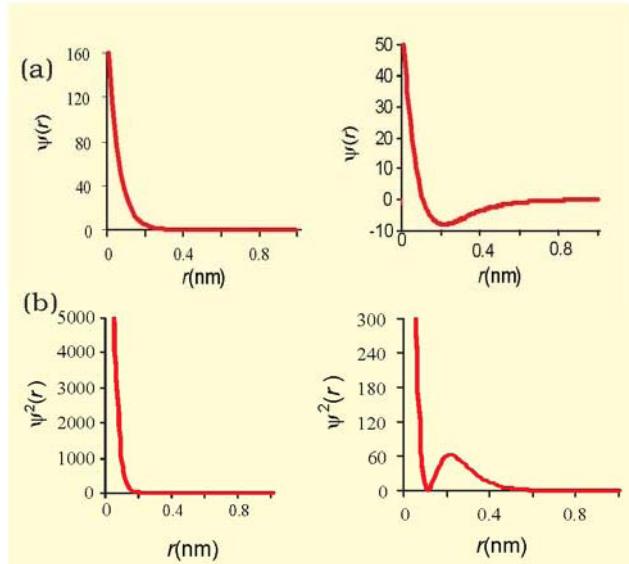
- (a) $n = 2, l = 1$ (b) $n = 4, l = 0$
 (c) $n = 5, l = 3$ (d) $n = 3, l = 2$

ઉકેલ :

	n	l	કક્ષક
(a)	2	1	$2p$
(b)	4	0	$4s$
(c)	5	3	$5f$
(d)	3	2	$3d$

2.6.2 પરમાણીય કક્ષકોના આકાર (Shapes of Atomic Orbitals)

પરમાણુમાંના ઈલેક્ટ્રોન માટે કક્ષકીય તરંગ વિધેય અથવા Ψ નો કોઈ ભૌતિક અર્થ નથી. એ તો માત્ર ઈલેક્ટ્રોનના નિર્દ્દશાંકોનું સાંદું ગાણિતિય વિધેય છે. જુદી જુદી કક્ષકો માટે તેમના અનુરૂપ તરંગવિધેયના r (કન્દ્રથી અંતર)ના વિધેય તરીકેના મળતા આવે જુદા જુદા હોય છે. (આકૃતિ 2.12(a)) આવા આવે $1s$ ($n = 1, l = 0$) માટે અને $2s$ ($n = 2, l = 0$) કક્ષકો માટે મળે છે.



આકૃતિ 2.12 (a) કક્ષકીય તરંગ વિધેય $\Psi(r)$ નો આવેખ,
 (b) $1s$ અને $2s$ કક્ષકોના કેન્દ્રથી ઈલેક્ટ્રોનના અંતર (r) માટે સંભાવ્યતા ઘનતા $\Psi^2(r)$ નો વિચરણ આવેખ.

જર્મન ભૌતિકશાસ્ત્રી મેક્સ બોર્ન અનુસાર કોઈ બિંદુએ તરંગવિધેયનો વર્ગ એટલે કે Ψ^2 તે બિંદુએ ઈલેક્ટ્રોનની સંભાવ્યતા ઘનતા છે. આકૃતિ 2.12(b)માં વિચરણ r ના વિધેય તરીકે Ψ^2 ને $1s$ અને $2s$ કક્ષકો માટે દર્શાવેલ છે. અહીં વળી તમે નોંધી શકો કે $1s$ અને $2s$ કક્ષકો માટે વક્ત અલગ અલગ છે.

એ નોંધી શકાય છે કે $1s$ કક્ષક માટે સંભાવ્યતા ઘનતા કેન્દ્ર પર સૌથી વધુ છે અને તેનાથી જેમ દૂર જઈએ છીએ તેમ તીવ્રત્રે ઘટે છે. બીજી તરફ જોઈએ તો $2s$ કક્ષક માટે સંભાવ્યતા ઘનતા પહેલાં તીવ્ર રીતે શૂન્ય સુધી ઘટે છે અને પછી વધવાનું શરૂ કરે છે. એક નાની મહત્તમ સ્થિતિએ પહોંચા પછી તે ફરી ઘટવા માંડે છે અને r નું મૂલ્ય આગળ વધતાં તે શૂન્ય સુધી ઘટે છે. આ વિસ્તાર જ્યાં સંભાવ્યતા ઘનતા વિધેય શૂન્ય થાય છે તેને નોડલ સપાટી અથવા સામાન્ય રીતે નોડ કહે છે. સામાન્ય રીતે એ જાણવા મળ્યું છે કે ns કક્ષકોને ($n - 1$) નોડ હોય છે. એટલે કે નોડની સંખ્યા, મુખ્ય કવોન્ટમ આંક (n)ના વધવા સાથે વધે છે. બીજા શરીરોમાં કહીએ તો, $2s$ કક્ષકના નોડની સંખ્યા એક, $3s$ માટે નોડની સંખ્યા બે અને તે પ્રમાણે હોય છે.

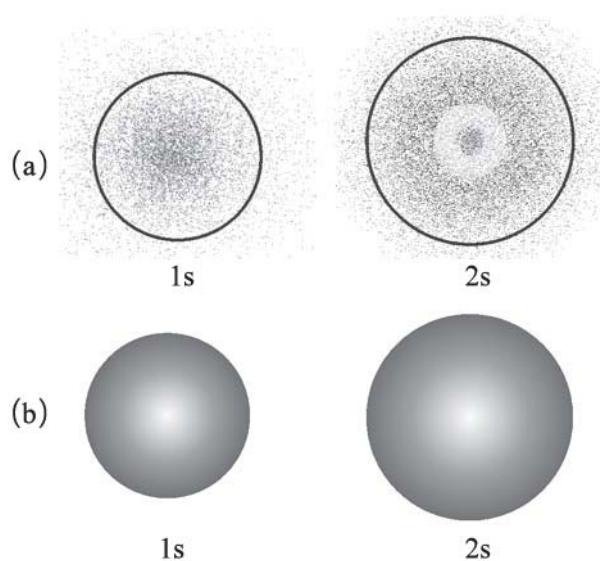
આ સંભાવ્યતા ઘનતા વિચરણ (variation) ચાર્જ કલાઉડ (ભાર વાદળ) આકૃતિઓ તરીકે (આકૃતિ 2.13(a)) કલ્પી શકાય. આકૃતિઓમાં બિંદુના વિસ્તારમાંની ઘનતા તે

વિસ્તારમાં ઈલેક્ટ્રોન સંભાવ્યતા ઘનતાનું નિરૂપણ કરે છે.

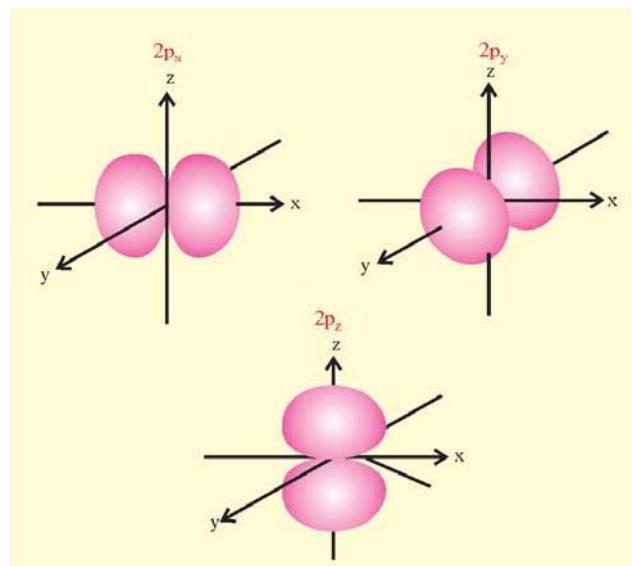
જુદી જુદી કક્ષકોની અચળ સંભાવ્યતા ઘનતાની સીમા (boundary) સપાટી આકૃતિઓ કક્ષકોના આકારનું ઘણું સારું નિરૂપણ કરે છે. આ નિરૂપણમાં કોઈ કક્ષક માટે અવકાશમાં સીમા સપાટી અથવા કોન્ટર (contour) સપાટી દોરવામાં આવે છે. જેના ઉપર સંભાવ્યતા ઘનતા $|\Psi|^2$ અચળ હોય છે. સૈદ્ધાંતિક રૂપમાં આવી ઘણી સીમા સપાટીઓ શક્ય બની શકે. આમ છતાં આપેલ કક્ષક માટે માત્ર તે નિશ્ચિત સંભાવ્યતા ઘનતા* કક્ષકના આકાર માટે લેવાય છે. આ એવા વિસ્તારનો અથવા કદનો સમાવેશ કરે છે જ્યાં ઈલેક્ટ્રોન મળવાની સંભાવ્યતા ઘણી ઊંચી લગભગ 90 % જેટલી હોય છે. આકૃતિ 2.13(b)માં 1s અને 2s કક્ષકો માટે સીમા સપાટી આકૃતિ દર્શાવેલ છે. કોઈ પ્રશ્ન પૂછી શકે છે કે શા માટે આપણે સીમા સપાટી આકૃતિ જે ઈલેક્ટ્રોન મળવાની 100 % સંભાવ્યતાની હોય તે દોરી શકતા નથી. આનો ઉત્તર એ છે કે સંભાવ્યતા ઘનતા $|\Psi|^2$ ને હંમેશાં ગમે તેટલું નાનું હોય તો પણ કેન્દ્રથી નિશ્ચિત અંતરે કોઈક મૂલ્ય હોય છે. આટલા માટે જ ઈલેક્ટ્રોન મળવાની 100 % સંભાવ્યતા માટે દુદ કદની સીમા સપાટીની આકૃતિ દોરવી શક્ય નથી. ડાન્ડ્યક માટે સીમા સપાટી આકૃતિ ખરેખર તો કેન્દ્ર પર કેન્દ્રિત ગોળાકાર હોય છે. દ્વિ-પરિમાણમાં આ ગોળાકાર વર્તુળ જેવું દેખાય છે. તે આશારે 90 % ઈલેક્ટ્રોન મળવાની સંભાવ્યતા ઘનતાના વિસ્તારનો સમાવેશ કરે છે.

આથી આપણે જોઈ શકીએ છીએ કે 1s અને 2s કક્ષકો આકારમાં ગોળાકાર હોય છે. હકીકતમાં તો બધી જ ડાન્ડ્યકો સંમિતીય ગોળાકાર હોય છે. આનો અર્થ એમ છે કે બધી જ દિશાઓમાં આપેલ અંતરે ઈલેક્ટ્રોન મળવાની સંભાવ્યતા સરખી છે. એ પણ જણાયું છે કે n ના મૂલ્યના વધારા સાથે ડાન્ડ્યકનું કદ પણ વધે છે. એટલે કે $4s > 3s > 2s > 1s$ અને મુખ્ય કવોન્ટમ આંક વધે તેમ કેન્દ્રથી દૂર ઈલેક્ટ્રોન સ્થાન ધરાવે છે.

$2p$ -કક્ષકો ($l = 1$) માટે સીમા સપાટી આકૃતિઓ આકૃતિ 2.14માં દર્શાવેલ છે. આ આકૃતિઓમાં કેન્દ્ર ઉદ્ગમસ્થાને હોય છે. અહીંથાં ડાન્ડ્યકોની જેમ સીમા સપાટી આકૃતિઓ



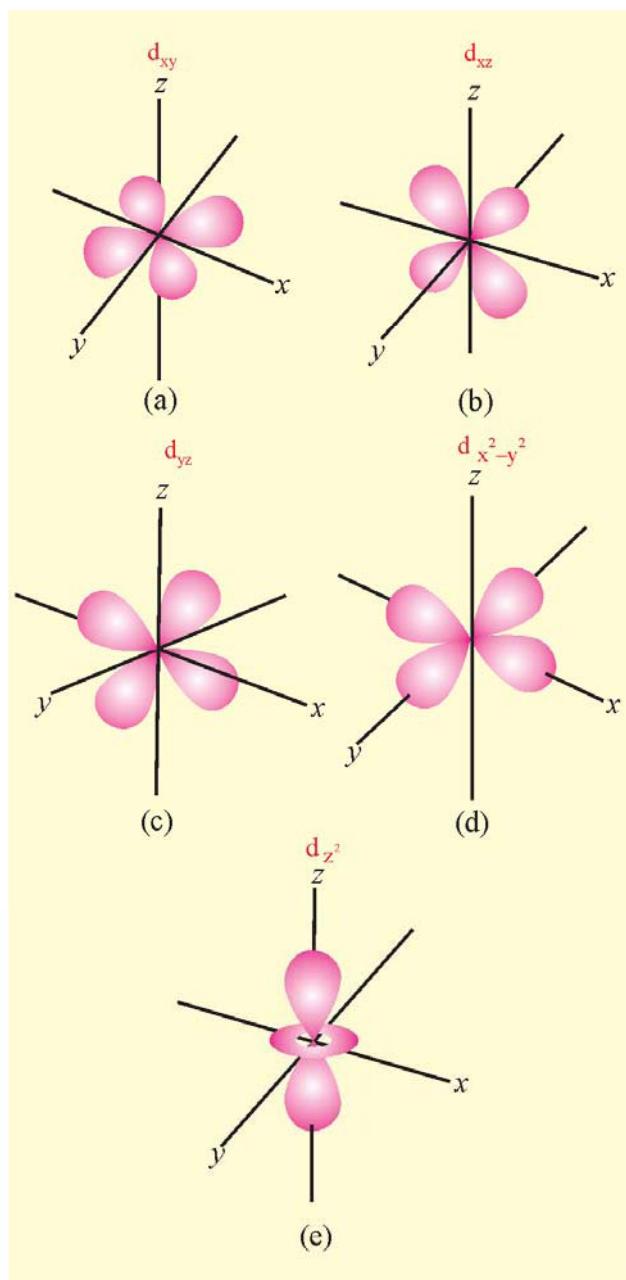
આકૃતિ 2.13 (a) 1s અને 2s કક્ષકોની સંભાવ્યતા ઘનતા આલેખ. બિંદુઓની ગીયતા તે વિસ્તારમાં ઈલેક્ટ્રોન મળવાની સંભાવ્યતા ઘનતાનું નિરૂપણ કરે છે. (b) 1s અને 2s કક્ષકો માટે સીમા સપાટી આકૃતિ.



આકૃતિ 2.14 ત્રણ 2p-કક્ષકોની સીમા સપાટી આકૃતિઓ ગોળાકાર નથી હોતી. તેને બદલે દરેક p -કક્ષક બે ભાગ ધરાવે છે જેને પિંડક (lobe) કહે છે અને તે કેન્દ્રમાંથી પસાર થતી સમતલ(plane)ની બંને બાજુએ હોય છે. સંભાવ્યતા ઘનતા વિધેય જ્યાં બંને પિંડક મળે છે. તે સમતલ પર શૂન્ય બને છે. ત્રણેય કક્ષકોના આકાર, કદ અને ઊર્જા

* જો આપેલ સમતલમાં સંભાવ્યતા ઘનતા $|\Psi|^2$ અચળ હોય તો $|\Psi|$ પણ સમતલ પર અચળ હોય છે. $|\Psi|^2$ માટેની સીમા સપાટી અને $|\Psi|$ સરખા હોય છે.

સરખા હોય છે. તેઓ માત્ર પિંડક કઈ રીતે દિક્કવિન્યાસ ધરાવે છે તેમાં અલગ પડે છે. પિંડક x , y અને z અક્ષ પર ગણી શકીએ અને તેમને $2p_x$, $2p_y$ અને $2p_z$ તરીકે દર્શાવી શકીએ. એ સમજવું જોઈએ કે $m_l(-1, 0, +1)$ તથા અક્ષો x , y અને z દિશાઓને કોઈ સરળ સંબંધ નથી. આપણા હેતુ માટે યાદ રાખવું જરૂરી છે કે m_l ના ગ્રણ મૂલ્યો શક્ય છે એટલા માટે ગ્રણ p -કક્ષકો જેમની અક્ષો મુખ્ય કવોન્ટમ આંક સાથે વધે છે અને તેથી જુદી જુદી p -કક્ષકોની ઊર્જા મુખ્ય કવોન્ટમ આંકના વધવા સાથે વધે છે. તેથી $4p > 3p > 2p$. વળી s -કક્ષકોની જેમ p -કક્ષકો માટે સંભાવ્યતા ઘનતા



આકૃતિ 2.15 પાંચ $3d$ -કક્ષકોની સીમા સપાટી આકૃતિઓ

વિધેય પણ શૂન્યમાંથી પસાર થાય છે અને શૂન્ય ઉપરાંત અનંત અંતરે જેમ કેન્દ્રથી અંતર વધે છે તેમ નોંધની સંખ્યા ($n - 2$) પ્રમાણે આપી શકાય એટલે કે $3p$ કક્ષક માટે સંખ્યા ($n - 2$) પ્રમાણે આપી શકાય. એટલે કે $3p$ કક્ષક માટે ત્રિજ્યા ગતિ (radial) નોંધ 1 થશે પણ $4p$ કક્ષક માટે 2 એમ આગળ ઉપર થશે.

$I = 2$ માટેની કક્ષકો d -કક્ષકો તરીકે ઓળખાય છે અને તે ઓછામાં ઓછા મુખ્ય કવોન્ટમ આંક (n) = 3 હોય છે અને I નું મૂલ્ય ($n - 1$)થી વધારે હોઈ શકે નહિ. $I = 2$ માટે m_l ના પાંચ મૂલ્યો (-2, -1, 0, +1, +2) હોવાથી પાંચ d -કક્ષકો થશે. d -કક્ષકોની સીમા સપાટી આકૃતિઓ આકૃતિ 2.15માં દર્શાવેલ છે.

પાંચ d -કક્ષકોને d_{xy} , d_{yz} , d_{zx} , $d_{x^2-y^2}$ અને d_{z^2} તરીકે ઓળખવામાં આવે છે. પહેલી ચાર d -કક્ષકોના આકાર એકબીજાના જેવા જ હોય છે, જ્યારે પાંચમી કક્ષક d_{z^2} તેમનાથી અલગ પડે છે, પરંતુ પાંચેય 3d-કક્ષકો ઊર્જાની બાબતમાં સમતુલ્ય હોય છે. n નું મૂલ્ય 3 કરતાં વધારે માટે d -કક્ષકો ($4d$, $5d, \dots$)ના આકાર 3d-કક્ષકોના આકાર જેવા જ હોય છે પણ ઊર્જા અને કદમાં તફાવત ધરાવે છે.

ત્રિજ્યા નોંધ ઉપરાંત (સંભાવ્યતા ઘનતા વિધેય શૂન્ય હોય છે) સંભાવ્યતા ઘનતા વિધેય np અને nd કક્ષકોમાં કેન્દ્રમાંથી પસાર થતી હોવાથી સમતલ આગળ નોંધ (મૂળ સ્થાન - origin) શૂન્ય થાય છે. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો p_z કક્ષકમાં xy સમતલ એક નોંધલ ખેન છે. d_{xy} કક્ષકમાં બે નોંધલ ખેન હોય છે જે ઉદ્ભબસ્થાન (origin) અને z -કક્ષક ધરાવતી સમતલને દ્વિભાજિત કરે છે. આને કોણીય નોંધ કહે છે અને તેમને I દ્વારા દર્શાવી શકાય છે. એટલે કે p -કક્ષકો માટે એક કોણીય નોંધ, d -કક્ષકો માટે 2-કોણીય નોંધ અને તે પ્રમાણે આગળ ઉપર કુલ નોંધની સંખ્યા ($n - 1$) વડે દર્શાવાય છે. એટલે કે I કોણીય નોંધ અને $(n - 1 - 1)$ ત્રિજ્યા નોંધનો સરવાળો થાય છે.

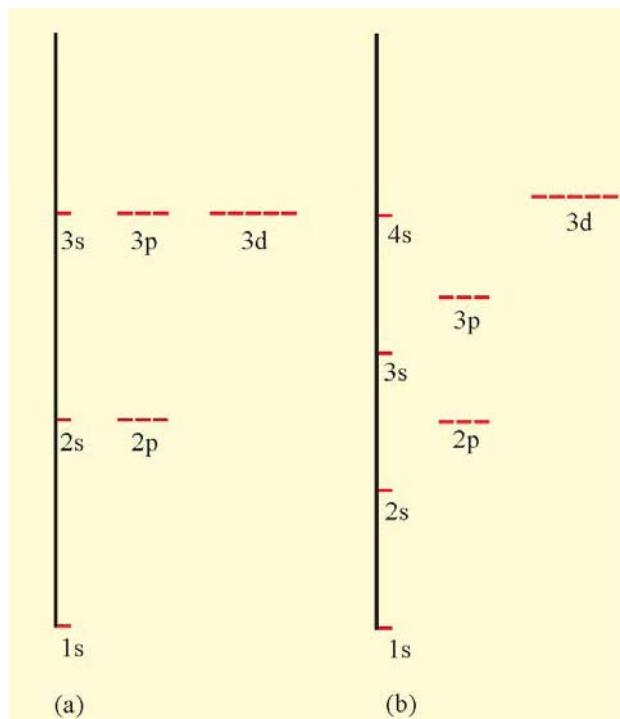
2.6.3 કક્ષકોની ઊર્જા (Energies of Orbitals)

હાઇડ્રોજન પરમાણુમાં ઈલેક્ટ્રોનની ઊર્જા માત્રને માત્ર મુખ્ય કવોન્ટમ આંકથી નક્કી કરાય છે.

આથી ક્ષકોની ઊર્જા નીચે પ્રમાણે વધે છે :

$$1s < 2s = 2p < 3s = 3p = 3d < 4s = 4p = 4d = 4f < \dots \quad (2.23)$$

અને તે આકૃતિ 2.16માં દર્શાવેલ છે. 2s અને 2p ક્ષકોના આકાર જુદા જુદા છે, પરંતુ જ્યારે તે 2s અને 2p ક્ષકમાં હોય ત્યારે ઊર્જા સરખી રહે છે. સરખી ઊર્જા ધરાવતી ક્ષકોને સમશક્તિક (degenerate) ક્ષકો કહે છે. આગળ દર્શાવ્યા પ્રમાણે હાઈડ્રોજન પરમાણુનો 1s ઈલેક્ટ્રોન સ્થાયી પરિસ્થિતિ સૂચવે છે અને તેને ધરા (ભૂમિ) અવસ્થા કહે છે. આ ક્ષકમાં રહેલો ઈલેક્ટ્રોન કેન્દ્ર વડે સૌથી વધુ પ્રબળતાથી ગોઠવાયેલો હોય છે. 2s, 2p અથવા ઊંચી ક્ષકોમાં રહેલો હાઈડ્રોજન પરમાણુનો ઈલેક્ટ્રોન ઉત્તેજિત અવસ્થામાં હોય છે.



આકૃતિ 2.16 કેટલાક ઈલેક્ટ્રોનીય કોશ માટેની શક્તિ સ્તર આકૃતિઓ (a) હાઈડ્રોજન પરમાણુ (b) બહુઈલેક્ટ્રોન ધરાવતા પરમાણુ, એ નોંધવું જોઈએ કે હાઈડ્રોજન પરમાણુ માટે મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક સરખો હોય તેવી ક્ષકોની ગૌણ ક્વોન્ટમ આંક અલગ હોય તો પણ સરખી રહે છે. વધુ ઈલેક્ટ્રોન ધરાવતા પરમાણુઓનાં મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક સરખો હોય પણ અલગ ગૌણ ક્વોન્ટમ માટે ઊર્જા અલગ-અલગ હોય છે.

બહુઈલેક્ટ્રોન પરમાણુમાં ઈલેક્ટ્રોનની ઊર્જા હાઈડ્રોજન પરમાણુની જેમ તેના મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક (કોશ) માત્ર પર આધાર રાખતું નથી, પરંતુ તેના ગૌણ ક્વોન્ટમ આંક (પેટાકોશ) પર આધાર રાખે છે. તેથી આપેલા મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક માટે s, p, d, f દરેકને જુદી જુદી ઊર્જા હોય છે. સમાન ક્વોન્ટમ આંક ધરાવતી ક્ષકોની શક્તિનો ચક્રતો કમ $s < p < d < f$ હોય છે. ઊંચા ઊર્જા સ્લરોમાં આ તફાવત વધુ હોય છે. ક્ષકોની ઊર્જાનો આ કમ બદલાઈ શકે છે. દા.ત. $4s < 3d$ અને $6s < 5d = 4f < 6p$. પેટાકોશોની અલગ અલગ ઊર્જા હોવાનું કારણ બહુઈલેક્ટ્રોન પરમાણુના ઈલેક્ટ્રોન વચ્ચે અપાકર્ષણ હોય છે. માત્ર વિદ્યુતીય પારસ્પરિક કિયા જે હાઈડ્રોજન પરમાણુમાં હાજર હોય છે તે ઋણભાર ધરાવતા ઈલેક્ટ્રોન અને ધનભાર ધરાવતા કેન્દ્ર વચ્ચે હોય છે.

બહુઈલેક્ટ્રોન ધરાવતા પરમાણુ કેન્દ્ર અને ઈલેક્ટ્રોન વચ્ચે આકર્ષણ ધરાવવા ઉપરાંત દરેક ઈલેક્ટ્રોન અને પરમાણુમાં હાજર રહેલા બીજા ઈલેક્ટ્રોન વચ્ચે અપાકર્ષણ હોય છે. બહુઈલેક્ટ્રોન ધરાવતા પરમાણુમાં કુલ આકર્ષણ બળો, કુલ અપાકર્ષણ બળો કરતાં વધારે હોય છે. સામાન્ય રીતે બાબુ કોશમાં ઈલેક્ટ્રોનની અપાકર્ષણ પારસ્પરિક કિયા આંતરકોષમાંના ઈલેક્ટ્રોનની પારસ્પરિક કિયા વધારે અગત્યની છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો કેન્દ્રનો ધનભાર (Ze) જેમ વધે છે તેમ ઈલેક્ટ્રોનની આકર્ષણ પારસ્પરિક કિયા વધે છે. આંતરિક કોશમાં રહેલા ઈલેક્ટ્રોનને લીધે બાબુ કોશના ઈલેક્ટ્રોન કેન્દ્રના સંપૂર્ણ ભાર (Ze)નો અનુભવ કરશે નહિ. કેન્દ્રના ધનભારને આંતરકોશ ઈલેક્ટ્રોનની અંશત: સ્કીનિંગ(screening)(આવરણ)ને લીધે ઓછી અસર પાડે છે. આને બાબુ કોશના ઈલેક્ટ્રોન પર આંતરકોષના ઈલેક્ટ્રોન વડે થતું શીલિંગ(shielding)(પરિરક્ષણ) કહેવાય છે અને કુલ ધનભાર બાબુ ઈલેક્ટ્રોન વડે અનુભવાય તે અસરકારક કેન્દ્રીય ભાર (Z_{eff}) તરીકે ઓળખાય છે. બાબુ ઈલેક્ટ્રોનનું આંતર ઈલેક્ટ્રોનથી શીલિંગ હોવા છતાં પણ બાબુ ઈલેક્ટ્રોન વડે અનુભવાતું આકર્ષણ બળ કેન્દ્રીય ભારના વધારા સાથે વધે છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો કેન્દ્ર અને ઈલેક્ટ્રોન વચ્ચે પારસ્પરિક કિયા (એટલે કે ક્ષક

ગેર્જ) પરમાણવીય-કમાંકના (Z) વધારા સાથે ઘટે છે. (વધુ ગ્રાણ બને છે.)

બને આકર્ષણ અને અપાકર્ષણ પારસ્પરિક કોશ અને કક્ષાના આકાર જેમાં ઈલેક્ટ્રોન રહેલો હોય છે તેના પર આધાર રાખે છે. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો ગોળાકાર કક્ષકોમાં રહેતો ઈલેક્ટ્રોન બાબુ ઈલેક્ટ્રોનને p -કક્ષકમાં રહેલા ઈલેક્ટ્રોનની સરખામણીમાં કેન્દ્રથી વધુ શીલ (પરિરક્ષિત) કરે છે. એ જ પ્રમાણે p -કક્ષકમાં રહેલા બાબુ ઈલેક્ટ્રોન d -કક્ષકમાં રહેલા ઈલેક્ટ્રોન કરતાં વધારે શીલ કરે છે. જોકે બધી જ કક્ષાઓ સમાન કોશમાં હોય છે. આ ઉપરાંત કોશમાં ઝ-ઈલેક્ટ્રોનને ગોળાકારને લીધે ઝ-કક્ષકના ઈલેક્ટ્રોન p -કક્ષકના ઈલેક્ટ્રોન કરતાં વધુ સમય કેન્દ્ર સાથે વીતાવે છે અને p -કક્ષકના ઈલેક્ટ્રોન d -કક્ષકના ઈલેક્ટ્રોન કરતાં વધુ સમય વીતાવે છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો કોશ (મુખ્ય કવોન્ટમ આંક) ઈલેક્ટ્રોન વડે અનુભવાયેલ Z_{eff} , ગૌણ કવોન્ટમ આંક (I)ના વધારા સાથે ઘટે છે. ઝ-કક્ષકના ઈલેક્ટ્રોન p -કક્ષકના ઈલેક્ટ્રોન કરતાં અને p -કક્ષકના ઈલેક્ટ્રોન d -કક્ષકના ઈલેક્ટ્રોન કરતાં વધારે મજબૂતાઈથી બંધાયેલા હશે. ઝ-કક્ષકમાંના ઈલેક્ટ્રોનની ગેર્જ p -કક્ષકના ઈલેક્ટ્રોનની ગેર્જ કરતાં ઓછી હોય છે. p -કક્ષકના ઈલેક્ટ્રોનની ગેર્જ d -કક્ષકના ઈલેક્ટ્રોનની ગેર્જ કરતાં ઓછી (વધુ ગ્રાણ) હશે. કેન્દ્રથી શીલિંગનો અંશ (extent) જુદી જુદી કક્ષકમાંના ઈલેક્ટ્રોન માટે જુદો જુદો હશે. આને પરિણામે સમાન કોશમાં (સમાન મુખ્ય કવોન્ટમ આંક) પણ ગેર્જના વિપાટન (splitting) તરફ દોરી જશે. એટલે કે અગાઉ જણાવ્યા પ્રમાણે કક્ષકમાં ઈલેક્ટ્રોનની ગેર્જ n અને l ના મૂલ્યો પર આધાર રાખશે. કક્ષકોની ગાણિતીય ગેર્જનું મૂલ્ય n અને l પર આધાર રાખતી બાબત ઘણી જ અટપટી છે, પરંતુ એક સરળ નિયમ તારવી શકાય. જેમકે કક્ષક માટે $(n + l)$ નું નીચું મૂલ્ય તે તેની ગેર્જ છે. જો તે કક્ષકના $(n + l)$ મૂલ્યો સમાન હોય તો નીચું n નું મૂલ્ય ધરાવતી કક્ષકની ગેર્જ ઓછી હશે. કોષ્ટક 2.5 $(n + l)$ નિયમની સમજણ આપે છે. આકૃતિ 2.16 બહુઈલેક્ટ્રોન પરમાણુના ગેર્જ સ્તર દર્શાવે છે. એ નોંધી શકાય કે કોઈ પણ કોશની જુદી જુદી પેટાકોશો બહુઈલેક્ટ્રોન પરમાણુની બાબતમાં જુદી જુદી ગેર્જ ધરાવે છે. હાઇડ્રોજન પરમાણુમાં તેમને સમાન ગેર્જ હોય છે. અંતમાં એવું નિર્દેશ

કોષ્ટક 2.5 ($n + l$) નિયમના આધારે વધતી ગેર્જ સાથેના કક્ષકોની ગોઠવણી

કક્ષક	n નું મૂલ્ય	l નું મૂલ્ય	$(n + l)$ નું મૂલ્ય	
1s	1	0	$1 + 0 = 1$	
2s	2	0	$2 + 0 = 2$	
2p	2	1	$2 + 1 = 3$	$2p(n=2)$ ને નીચેના કરતાં ઓછી ગેર્જ હોય છે.
3s	3	0	$3 + 0 = 3$	$3s(n=3)$
3p	3	1	$3 + 1 = 4$	$3p(n=3)$ ને નીચેના કરતાં ઓછી ગેર્જ હોય છે.
4s	4	0	$4 + 0 = 4$	$4s(n=4)$
3d	3	2	$3 + 2 = 5$	$3d(n=3)$ ને નીચેના કરતાં ઓછી ગેર્જ હોય છે.
4p	4	1	$4 + 1 = 5$	$4p(n=4)$

કરી શકીએ કે કોઈ સમાન પેટાકોશમાં કક્ષકોની ગેર્જ પરમાણવીય કમાંક (Z_{eff})ના વધારા સાથે ઘટે છે. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો હાઇડ્રોજન પરમાણુની $2s$ -કક્ષકની ગેર્જ લિથિયમની $2s$ કક્ષકની ગેર્જ કરતાં વધારે છે અને લિથિયમની ગેર્જ સોડિયમની ગેર્જ કરતાં વધારે હોય છે.

એટલે કે, $E_{2s}(H) > E_{2s}(Li) > E_{2s}(Na) > E_{2s}(K)$.

2.6.4 પરમાણુમાંની કક્ષકોનું ભરાવવું (Filling of Orbitals in Atom)

જુદા જુદા પરમાણુઓની કક્ષકોમાં ઈલેક્ટ્રોનની ગોઠવણી આઉફબાઉના સિદ્ધાંત જે પૌલી (Pauli)નો નિષેધનો નિયમ, હુન્ડ (Hund)નો મહત્વમાં ગુણકનો નિયમ અને કક્ષકોની ગેર્જ પર આધારિત છે તે પ્રમાણે ભરાય છે.

આઉફબાઉ સિદ્ધાંત :

આઉફબાઉ શબ્દનો અર્થ જર્મન ભાષામાં ‘ગોઠવણી’ અથવા ‘રચના’ તેવો થાય છે. કક્ષકોની રચના એટલે

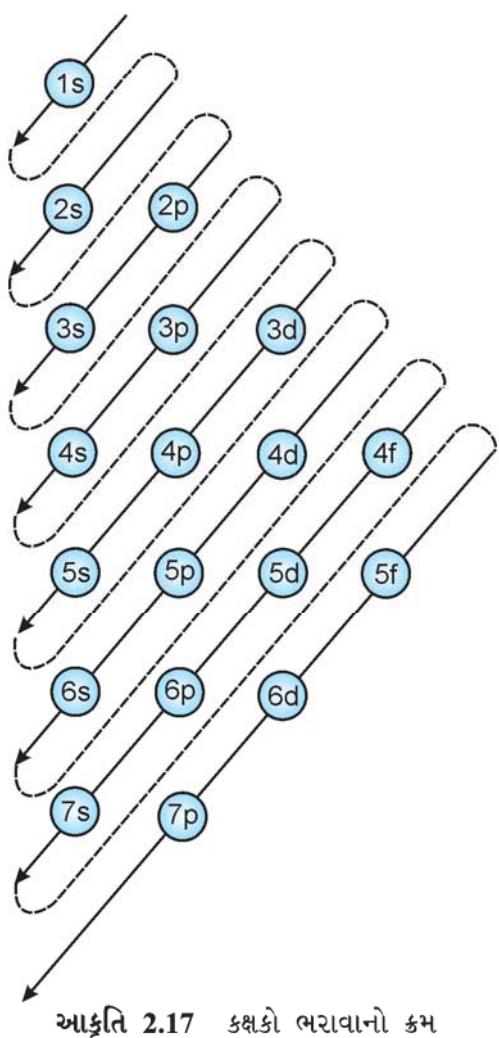
ક્ષકોનું ઈલેક્ટ્રોન વડે ભરાવું. સિદ્ધાંત નિવેદિત કરે છે કે ધરા સ્થિતિમાં ક્ષકો તેમના વધતી ઊર્જાના કમમાં ભરાય છે. બીજા શફ્ટોમાં કહીએ તો ઈલેક્ટ્રોન પ્રથમ સૌથી ઓછી ઊર્જવાળી ક્ષકમાં ગોઠવાય છે અને તે પૂર્ણ ભરાઈ જાય પછી ઈલેક્ટ્રોન ઉંચી ઊર્જવાળી ક્ષકમાં ભરાય છે.

તમે અગાઉ શીખ્યા છો તે મુજબ આપેલ ક્ષકની ઊર્જા અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભાર પર આધાર રાખે છે અને જુદા-જુદા પ્રકારની ક્ષકો જુદી-જુદી રીતે અસર પામે છે. આથી ક્ષકોની ઊર્જાનો કોઈ એક જ કમ નથી કે જે બધા પરમાણુઓ માટે સાર્વત્રિક રીતે સાચો હોય.

તેમ છતાં ક્ષકોની ઊર્જાનો નીચે દર્શાવેલ કમ ખૂબ જ ઉપયોગી છે.

$1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s\dots$

આ કમને આકૃતિ 2.17માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે યાદ રાખી શકાય. ઉપરથી શરૂ કરતાં દર્શાવેલા તીરની દિશા



ક્ષકોના ભરાવાનો કમ દર્શાવે છે એટલે કે જમણી બાજુ ઉપરથી શરૂ થઈ ડાબી બાજુ તળિયા તરફ જાય છે. સૌથી બહારના સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોનની ગોઠવણીના સંદર્ભમાં આ કમ નોંધપાત્ર રીતે બધા જ પરમાણુ માટે સાચો છે. ઉદાહરણ તરીકે પોટેશિયમાં સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોનોએ તૃતી અને 4s ક્ષકોમાંથી એકની પસંદગી કરવી પડે છે અને આ કમમાં દર્શાવ્યા પ્રમાણે આ ઈલેક્ટ્રોનો 4s ક્ષકમાં આવે છે. ઉપરોક્ત કમને ઊર્જાસ્તરોના ભરાવા અંગેની એક અંદાજિત માર્ગદર્શિકા તરીકે ગણવો જોઈએ. ઘણા કિસ્સાઓમાં ક્ષકોની ઊર્જા સમાન હોય છે તે તથા પરમાણવીય બંધારણ ક્ષકોના ભરાવાના કમમાં થોડો ફેરફાર લાવી શકે છે. તેમ છતાં પણ ઉપરોક્ત કમ પરમાણુની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના દર્શાવવામાં અગત્યનો માર્ગદર્શક છે. એ યાદ રાખવું જરૂરી છે કે તેમાં અપવાદો હોઈ શકે છે.

પૌલીનો નિષેધ(બાકાતી)નો નિયમ :

જુદી જુદી ક્ષકોમાં ભરાતા ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા નિષેધના નિયમથી પ્રતિબંધિત થાય છે. આ નિયમ ઔસ્ટ્રીયન વૈજ્ઞાનિક વુલ્ફંગ પૌલીએ (1926) રજૂ કરેલો. આ નિયમ પ્રમાણે પરમાણુમાં કોઈ પણ બે ઈલેક્ટ્રોનના ચારેય કવોન્ટમ આંકનો સેટ એકસરખો હોઈ શકે નહિ. પૌલીનો નિષેધનો નિયમ બીજી રીતે દર્શાવીએ તો એક જ ક્ષકમાં માત્ર બે જ ઈલેક્ટ્રોન સમાઈ શકે અને આ ઈલેક્ટ્રોનના ભ્રમણ એકબીજાથી વિરુદ્ધ દિશામાં હોવા જોઈએ. આનો અર્થ એમ થાય છે કે બે ઈલેક્ટ્રોનના ગ્રહણ કવોન્ટમ આંક n , l અને m_l સરખા હોઈ શકે, પરંતુ તેમના ભ્રમણ કવોન્ટમ આંક એકબીજાથી વિરુદ્ધ હોવા જોઈએ. ક્ષકમાં ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યાનો પૌલીનો સિદ્ધાંત આપણને પેટાકોશમાં રહી શકે તેટલા ઈલેક્ટ્રોનની ધારિતા(capacity)ની ગણતરીમાં મહત્વ કરે છે. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો, $1s$ -ક્ષા જે એક જ ક્ષકની બનેલી છે, તેથી $1s$ પેટાકોશમાં વધુમાં વધુ રહી શકતા ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા બે થશે. p અને d પેટાકોશોમાં ઈલેક્ટ્રોનની મહત્તમ સંખ્યા અનુક્રમે છ અને દસ તથા તે પ્રમાણે આગળ ઉપર થશે. આનો સમન્વય કરીએ તો મુખ્ય કવોન્ટમ આંક n ધરાવતા કોશમાં રહી શકે તે ઈલેક્ટ્રોનની મહત્તમ સંખ્યા $2n^2$ બરાબર થશે.

હુન્ડનો મહત્તમ ગુણકતા(ભ્રમણ)નો નિયમ :

આ નિયમ સમાન પેટાકોશમાં (એટલે કે ક્ષકો જેમની ઊર્જા સરખી હોય છે અને તેમને સમશક્તિક (degenerate) ક્ષકો કહે છે) ભરાતા ઈલેક્ટ્રોન સાથે સંકળાયેલ છે. તેને

નિવેદિત કરી શકાય કે – સમાન પેટાકોશ (p, d અથવા f)ની કક્ષકોમાં ઈલેક્ટ્રોનનું યુગ્મન જ્યાં સુધી દરેક પેટાકોશમાં એક ઓક ઈલેક્ટ્રોન ગોઠવાતા નથી, (અકાકી રીતે ભરાયેલ હોય) ત્યાં સુધી થતું નથી.

ગ્રાફ p , પાંચ d અને સાત f કક્ષકો હોવાને લીધે p, d અને f કક્ષકોમાં ઈલેક્ટ્રોનનું યુગ્મન 4, 6 અને 8 ઈલેક્ટ્રોન દાખલ થયા પછી થશે. એવું અવલોકન કરવામાં આવેલ છે કે અર્ધભરાયેલ અને પૂર્ણ ભરાયેલી સમશક્તિક કક્ષકો વિશેષ સ્થાયીતા તેમની સમભિત્તિ પ્રમાણે પ્રાપ્ત કરે છે (જુઓ વિભાગ 2.6.7).

2.6.5 પરમાણુઓની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના (Electronic Configuration of Atoms)

પરમાણુની કક્ષકોમાં ઈલેક્ટ્રોનની વહેંચણીને ઈલેક્ટ્રોનીય રચના કહે છે. જો બધા જ પાયાના નિયમો જે ઈલેક્ટ્રોનની ગોઠવણીનું સંચાલન કરે છે તેને ધ્યાનમાં રાખીએ તો જુદી જુદી પરમાણીય કક્ષકોમાં જુદા જુદા પરમાણુની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના સહેલાઈથી લખી શકાશે.

જુદા જુદા પરમાણુની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના બે રીતે લખી શકાય :

(i) $s^a p^b d^c \dots \dots$ સંકેતો

(ii) કક્ષકીય ચિત્તાર

s	p	d
_____	_____	_____

પ્રથમ સંકેતમાં પેટાકોશને એવી રીતે દર્શાવાય છે કે સંબંધિત અક્ષર સંજ્ઞા લખવામાં આવે છે અને હાજર ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યાને મૂર્ધક (superscript) તરીકે a, b, c, \dots વગેરેની જેમ દર્શાવાય છે. જુદી જુદી કોણની પેટાકોશોને તેમના મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક તેમના પેટાકોશ પહેલા લખવામાં આવે છે. બીજા સંકેતમાં દરેક પેટાકોશને બૉક્સ (પેટી) તરીકે દર્શાવાય છે અને ઈલેક્ટ્રોનને તીર (\uparrow) ધન ભ્રમણ અથવા તીર (\downarrow) ઋણ ભ્રમણ તરીકે દર્શાવાય છે. બીજા સંકેતના પહેલા સંકેત કરતાં ફાયદો એ છે કે તે ચારેય ક્વોન્ટમ આંકને દર્શાવે છે.

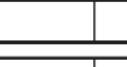
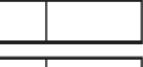
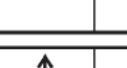
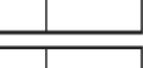
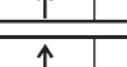
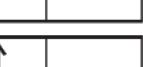
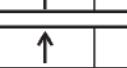
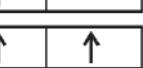
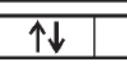
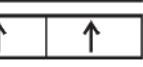
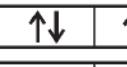
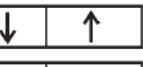
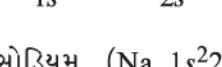
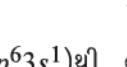
હાઇડ્રોજન પરમાણુને એક જ ઈલેક્ટ્રોન હોય છે. જે સૌથી ઓછી ઊર્જાવાળી $1s$ કક્ષકમાં જાય છે. ઈલેક્ટ્રોનીય રચના $1s^1$ છે. જેનો અર્થ થાય છે કે એક ઈલેક્ટ્રોન $1s$ કક્ષકમાં છે. હિલિયમ (He)માંનો બીજો ઈલેક્ટ્રોન $1s$ કક્ષકમાં જ જશે અને તેની રચના

$1s^2$ થશે. ઉપર દર્શાવ્યા પ્રમાણે બન્ને ઈલેક્ટ્રોન એકબીજાથી વિરુદ્ધ ભ્રમણ ધરાવતા અલગ અલગ છે જેને કક્ષકીય ચિત્તારમાંથી જોઈ શકાય છે.



લિલિયમ (Li)ના બીજા ઈલેક્ટ્રોનને $1s$ કક્ષકમાં દાખલ થવાની છૂટ નથી, કારણ કે પૌલીનો નિયમ લાગુ પડે છે એટલે બીજી પ્રાપ્ત પસંદગીને સ્વીકારે છે જે $2s$ કક્ષક છે જેથી લિલિયમની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના $1s^2 2s^1$ થશે. $2s$ કક્ષક એક કરતાં વધારે ઈલેક્ટ્રોન સમાવી શકે. બેન્લિલિયમ (Be) પરમાણુની રચના $1s^2 2s^2$ થશે. (જુઓ કોઝીક 2.6 તત્ત્વોની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના).

પછીના છ તત્ત્વોમાં બોરોન (B, $1s^2 2s^2 2p^1$), કાર્બન (C, $1s^2 2s^2 2p^2$), નાઇટ્રોજન (N, $1s^2 2s^2 2p^3$), ઓક્સિજન (O, $1s^2 2s^2 2p^4$), ફ્લોરિન (F, $1s^2 2s^2 2p^5$) અને નિયોન (Ne, $1s^2 2s^2 2p^6$) પ્રમાણે $2p$ કક્ષકો ભરાય છે. આ પદ્ધતિમાં નિયોન સુધી પૂર્ણ કરી આ તત્ત્વોની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

Li			
Be			
B			
C			
N			
O			
F			
Ne			
	$1s$	$2s$	$2p$

સોડિયમ (Na, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$)થી લઈને આર્ગોન (Ar, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$) તત્ત્વો સુધીની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના લિલિયમથી નિયોન સુધીના તત્ત્વો પ્રમાણેની જ ભાત (pattern) હોય છે. તફાવત માત્ર એટલો જ છે કે $3s$ અને $3p$ કક્ષકો ભરાય છે. આ પદ્ધતિને આપણે સરળ બનાવી શકીએ. જો પ્રથમ બે કોશોના ઈલેક્ટ્રોનની કુલ સંખ્યાને તત્ત્વ નિયોન [Ne] તરીકે ૨જૂ કરીને સોડિયમથી આર્ગોન

સુધીના તત્ત્વોની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના [Na, [Ne] 3s¹]થી [Ar, [Ne] 3s²3p⁶] પ્રમાણે લખી શકાય. સંપૂર્ણ ભરાયેલ કોશ ઈલેક્ટ્રોન કોર (core) તરીકે ઓળખાય છે અને ઊંચા મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક ધરાવતા કોશમાં ઈલેક્ટ્રોન ઉમેરાય છે તેને સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોન કહે છે. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો [Ne] ઈલેક્ટ્રોન કોર (core) છે અને Naથી Ar સુધીના ઈલેક્ટ્રોન સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોન કહેવાય છે. પોટેશિયમ (K) અને કેલિયમ (Ca)માં, 4s કક્ષક 3d કક્ષક કરતાં ઊર્જામાં નીચી હોવાથી તે અનુકૂમે એક અને બે ઈલેક્ટ્રોન ધરાવે છે.

Sથી શરૂ કરીને એક નવી જ ભાત (pattern) અનુસરવામાં આવે છે. 3d-કક્ષકોની ઊર્જા 4p કક્ષકો કરતાં ઓછી હોય છે. તેથી તે પહેલી ભરાય છે. આને પરિણામે પછીના દસ તત્ત્વો સ્કેન્ડિયમ (Sc), ટિટેનિયમ (Ti), વેનેડિયમ (V), કોમિયમ (Cr), મેગેનિઝ (Mn), આર્યન (Fe), કોબાલ્ટ (Co), નિકલ (Ni), કોપર (Cu) અને જિંક (Zn)માં 3d-કક્ષકો પ્રગતિપૂર્વક (progressing) ભરાય છે. આપણે એ હકીકતથી ગૂંઘવાઈશું કે કોમિયમ અને કોપરને અનુકૂમે ચાર અને નવને બદલે પાંચ અને દસ ઈલેક્ટ્રોન 3d-કક્ષકમાં હોય છે. આનું કારણ એ છે કે પૂર્ણ ભરાયેલી અને અર્ધપૂર્ણ ભરાયેલી કક્ષકો વિશેષ સ્થાયીતા ધરાવે છે (ઓછી ઊર્જા). આમ, p³, p⁶, d⁵, d¹⁰, f⁷, f¹⁴ જે અર્ધપૂર્ણ ભરાયેલી અથવા પૂર્ણ ભરાયેલી હોવાથી વધુ સ્થાયી છે. કોમિયમ અને કોપર d અને d¹⁰ રચના સ્વીકારે છે (વિભાગ 2.6.7) (ચેતવણી : અપવાદ અસ્તિત્વ ધરાવે છે.)

3d-કક્ષકો સંતૃપ્ત થયા પછી 4p-કક્ષકો ભરાય છે જે ગેલિયમ(Ga)થી શરૂ થાય છે અને ક્રિપ્ટોન (Kr)માં પૂર્ણ થાય છે. પછીના અઢાર તત્ત્વો રૂબિયમ (Rb)થી જેનોન(Xe)માં ઈલેક્ટ્રોન ભરાવાની ભાત છે. 5s, 4d અને 5p કક્ષકો જે 4s, 3d અને 4p ના જેવી જ હોય છે જેની આપણે ઉપર ચર્ચ કરી. પછી 6s કક્ષકનો વારો આવે છે. સીલિયમ (Cs) અને બેરિયમ(Ba)માં એક અને બે ઈલેક્ટ્રોન અનુકૂમે આ કક્ષકમાં ભરાય છે. ત્યારબાદ લેન્થેનમ(La)થી મરક્યુરિ(Hg)માં ઈલેક્ટ્રોન ભરાવાનું 4f અને 5d કક્ષકોમાં થાય છે. આના

પછી 6p અને પછી 7s કક્ષકોમાં ભરાય છે. છેવટે 5f અને 6d કક્ષકોમાં ભરાય છે. યુરેનિયમ (U) પછીના તત્ત્વો ટૂંકા આયુષ્યવાળા છે અને તે બધા જ કૃતિમ રીતે ઉત્પન્ન કરવામાં આવે છે. જાણીતા તત્ત્વોની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના સ્પેક્ટ્રોસ્કોપિક પદ્ધતિથી નક્કી કરાય છે. ઈલેક્ટ્રોનીય રચના કોષ્ટક 2.6 (પેજ નં-66)માં દર્શાવેલ છે.

કોઈ પૂછી શકે છે કે ઈલેક્ટ્રોનીય રચનાનો ઉપયોગ શું છે ? રસાયણવિજ્ઞાનનો આધુનિક અભિગમ ખરેખર અને સંપૂર્ણપણે ઈલેક્ટ્રોનીય રચના પર છે અને રસાયણિક વર્તણૂકને સમજાવે છે. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો પ્રશ્નો જેવાં કે બે અથવા બેથી વધારે પરમાણુઓ સંયોજન આપું બનાવે છે ? કેટલાક તત્ત્વો શા માટે ધાતુ છે ? કેટલાક તત્ત્વો અધાતુ છે ? હિલિયમ અને આર્ગોન જેવા તત્ત્વો નિષ્ઠિય છે, પરંતુ ડેલોજન તત્ત્વો સક્રિય છે ? આના જવાબો ઈલેક્ટ્રોનીય રચના પરથી મળે છે. આ પ્રશ્નોનો કોઈ ઉત્તર ડાલ્ટનના નમૂનામાં નથી. આધુનિક રસાયણવિજ્ઞાનની જુદી જુદી બાબતોમાં ડોક્યું કરવા અને ઊડી સમજ મેળવવા માટે પરમાણુની ઈલેક્ટ્રોનીય રચનાની વિગતવાર સમજણ જરૂરી છે.

2.6.6 પૂર્ણ ભરાયેલ અને અર્ધપૂર્ણ ભરાયેલ પેટાકોશોની સ્થાયીતા (Stability of Completely Filled and Half Filled Subshells)

પરમાણુની ધરા અવસ્થાની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના હુમેશાં ઈલેક્ટ્રોનની સૌથી ઓછી કુલ ઊર્જા સાથે સુસંગત છે. મોટા ભાગના પરમાણુઓ વિભાગ 2.6.5માં આપેલા પાયાના નિયમોને અનુસરે છે; છતાં કેટલાક તત્ત્વો જેવાં કે Cu અથવા Cr. જેમાં બે પેટાકોશ (4s અને 3d) તેમની ઊર્જામાં ધજો ઓછો તફાવત ધરાવે છે. તેથી ઈલેક્ટ્રોન નીચી ઊર્જા (4s) પેટાકોશમાંથી ઊંચી ઊર્જા (3d) પેટાકોશમાં ખસે છે (shifts). આને પરિણામે પેટાકોશો કંઠો અર્ધપૂર્ણ અથવા પૂર્ણ રીતે ભરાય છે. Cr અને Cuના સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોનની રચના અનુકૂમે 3d⁵4s¹ અને 3d¹⁰4s¹ છે. નહિ કે 3d⁴4s² અને 3d⁹4s². એ જણાયું છે કે આ ઈલેક્ટ્રોનીય રચના સાથે વધુ સ્થાયીતા સંકળાયેલી છે.

પૂર્ણ ભરાયેલ અને અર્ધપૂર્ણ ભરાયેલ પેટાકોશોની સ્થાયીતા માટેના કારણો

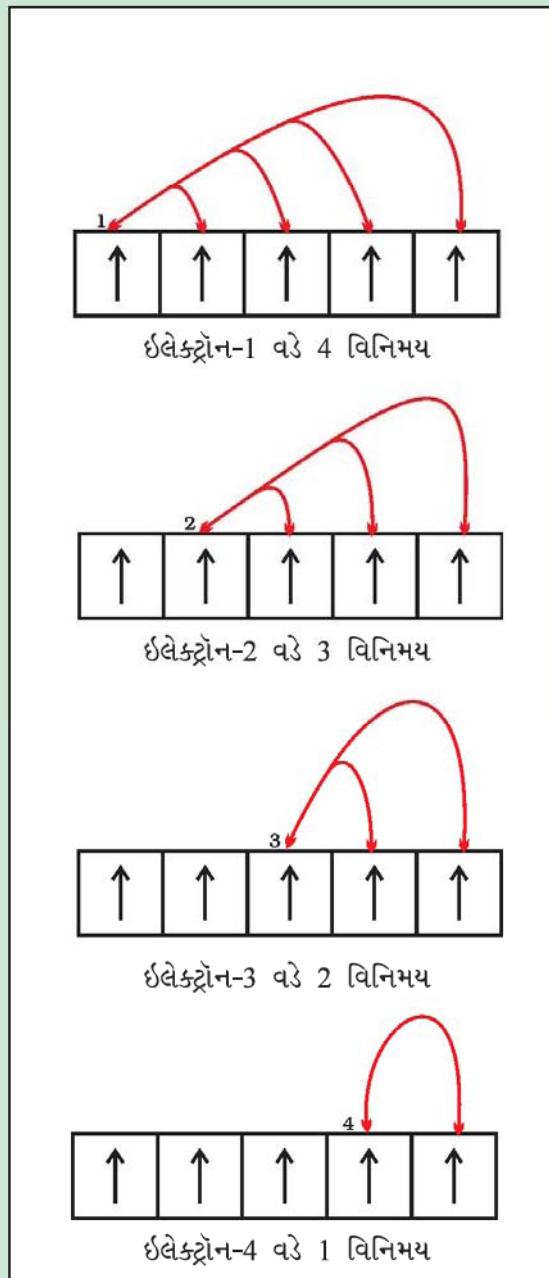
પૂર્ણ ભરાયેલ અને અર્ધપૂર્ણ ભરાયેલ પેટાકોશની સ્થાયી રૂચના નીચેના કારણોને લીધે હોય છે :

1. ઈલેક્ટ્રોનની સમભિતિ વહેંચણી : એ જાળીતું છે કે સમભિતિ સ્થાયીતા તરફ દોરે છે. પૂર્ણ ભરાયેલ કે અર્ધપૂર્ણ ભરાયેલ પેટાકોશોને ઈલેક્ટ્રોનની સમભિતિ વહેંચણી તેમનામાં હોય છે. આથી તેઓ વધારે સ્થાયી હોય છે. સમાન પેટાકોશ (અહીંયા 3d)માં ઈલેક્ટ્રોનને સમાન ઊર્જા હોય છે, પરંતુ તેમની સ્થાનીય (spatial) વહેંચણી અલગ હોય છે. પરિણામે તેમનું એકબીજાનું શીલિંગ પ્રમાણમાં ઓછું હોય છે અને ઈલેક્ટ્રોન કેન્દ્ર દ્વારા વધુ મજબૂત રીતે આકષ્યેલ હોય છે.

2. વિનિમય (Exchange) ઊર્જા : સ્થાયીતા અસર ત્યારે ઉદ્ભવે છે જ્યારે બે કે વધારે સમાન ભ્રમણવાળા ઈલેક્ટ્રોન હોય છે. આ ઈલેક્ટ્રોન તેમના સ્થાનના વિનિમય તરફ જાય છે અને આ વિનિમયને કારણે મુક્તા થતી ઊર્જાને વિનિમય ઊર્જા કહે છે. કુલ વિનિમયની સંખ્યા જે શક્ય છે તે મહત્તમ હોય, જ્યારે (આકૃતિ 2.18) અર્ધપૂર્ણ અથવા પૂર્ણ ભરાયેલ છે. આને પરિણામે વિનિમય ઊર્જા મહત્તમ હોય છે અને તે પ્રમાણે સ્થાયીતા પણ હોય છે.

તમે નોંધી શકો છો કે વિનિમય ઊર્જા હુંડના નિયમના પાયામાં છે. ઈલેક્ટ્રોન જ્યારે કક્ષામાં દાખલ થાય છે ત્યારે સમાન ઊર્જા શક્ય હોય ત્યાં સુધી સમાંતર ભ્રમણ હોય છે. બીજા શર્ધોમાં કહીએ તો અર્ધપૂર્ણ અને પૂર્ણ ભરાયેલ પેટાકોશની વિશેષ ઊર્જા (i) સાપેક્ષમાં ઓછું શીલિંગ અને (ii) ઓછી કુલોમ્બિક અપાકર્ષણ ઊર્જા અને (iii) વધારે પ્રમાણમાં વિનિમય ઊર્જા.

વિનિમય ઊર્જા વિશે વિગતવાર અભ્યાસ તમે આગળના ધોરણમાં કરશો.



આકૃતિ 2.18 d^5 રૂચના માટે શક્ય વિનિમય

કોષ્ટક 2.6 તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના

તત્ત્વ Z	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	6f
H 1	1																	
He 2	2																	
Li 3	2	1																
Be 4	2	2																
B 5	2	2	1															
C 6	2	2	2															
N 7	2	2	3															
O 8	2	2	4															
F 9	2	2	5															
Ne 10	2	2	6															
Na 11	2	2	6	1														
Mg 12	2	2	6	2														
Al 13	2	2	6	2	1													
Si 14	2	2	6	2	2													
P 15	2	2	6	2	3													
S 16	2	2	6	2	4													
Cl 17	2	2	6	2	5													
Ar 18	2	2	6	2	6													
K 19	2	2	6	2	6	1												
Ca 20	2	2	6	2	6	1	2											
Sc 21	2	2	6	2	6	1	2											
Ti 22	2	2	6	2	6	2	2	2										
V 23	2	2	6	2	6	3	2	2										
Cr* 24	2	2	6	2	6	5	1											
Mn 25	2	2	6	2	6	5	2											
Fe 26	2	2	6	2	6	6	2											
Co 27	2	2	6	2	6	7	2											
Ni 28	2	2	6	2	6	8	2											
Cu* 29	2	2	6	2	6	10	1											
Zn 30	2	2	6	2	6	10	2											
Ga 31	2	2	6	2	6	10	2	1										
Ge 32	2	2	6	2	6	10	2	2										
As 33	2	2	6	2	6	10	2	3										
Se 34	2	2	6	2	6	10	2	4										
Br 35	2	2	6	2	6	10	2	5										
Kr 36	2	2	6	2	6	10	2	6										
Rb 37	2	2	6	2	6	10	2	6						1				
Sr 38	2	2	6	2	6	10	2	6						2				
Y 39	2	2	6	2	6	10	2	6	1					2				
Zr 40	2	2	6	2	6	10	2	6	2					2				
Nb* 41	2	2	6	2	6	10	2	6	4					1				
Mo* 42	2	2	6	2	6	10	2	6	5					1				
Tc 43	2	2	6	2	6	10	2	6	5					2				
Ru* 44	2	2	6	2	6	10	2	6	7					1				
Rh* 45	2	2	6	2	6	10	2	6	8					1				
Pd* 46	2	2	6	2	6	10	2	6	10									
Ag* 47	2	2	6	2	6	10	2	6	10					1				
Cd 48	2	2	6	2	6	10	2	6	10					2				
In 49	2	2	6	2	6	10	2	6	10					2	1			
Sn 50	2	2	6	2	6	10	2	6	10					2	2			
Sb 51	2	2	6	2	6	10	2	6	10					2	3			
Te 52	2	2	6	2	6	10	2	6	10					2	4			
I 53	2	2	6	2	6	10	2	6	10					2	5			
Xe 54	2	2	6	2	6	10	2	6	10					2	6			

* અપવાદરૂપ ઇલેક્ટ્રોનીય રચનાવાળા તત્ત્વો

તત્ત્વ Z	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	7s
Cs 55	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6			1			
Ba 56	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6			2			
La* 57	2	2	6	2	6	10	2	6	10	2	2	6	1		2			
Ce* 58	2	2	6	2	6	10	2	6	10	2	2	6			2			
Pr 59	2	2	6	2	6	10	2	6	10	3	2	6			2			
Nd 60	2	2	6	2	6	10	2	6	10	4	2	6			2			
Pm 61	2	2	6	2	6	10	2	6	10	5	2	6			2			
Sm 62	2	2	6	2	6	10	2	6	10	6	2	6			2			
Eu 63	2	2	6	2	6	10	2	6	10	7	2	6			2			
Gd* 64	2	2	6	2	6	10	2	6	10	7	2	6	1		2			
Tb 65	2	2	6	2	6	10	2	6	10	9	2	6			2			
Dy 66	2	2	6	2	6	10	2	6	10	10	2	6			2			
Ho 67	2	2	6	2	6	10	2	6	10	11	2	6			2			
Er 68	2	2	6	2	6	10	2	6	10	12	2	6			2			
Tm 69	2	2	6	2	6	10	2	6	10	13	2	6			2			
Yb 70	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6			2			
Lu 71	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	1		2			
Hf 72	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2		2			
Ta 73	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	3		2			
W 74	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	4		2			
Re 75	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	5		2			
Os 76	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	6		2			
Ir 77	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	7		2			
Pt* 78	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	9		1			
Au* 79	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		1			
Hg 80	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2			
Tl 81	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	1		
Pb 82	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	2		
Bi 83	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	3		
Po 84	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	4		
At 85	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	5		
Rn 86	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6		
Fr 87	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6	1	
Ra 88	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6	2	
Ac 89	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6	1	
Th 90	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6	2	
Pa 91	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	2	6	1	
U 92	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	3	2	6	1	
Np 93	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	4	2	6	1	
Pu 94	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	6	2	6	2	
Am 95	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	7	2	6	2	
Cm 96	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	7	2	6	1	
Bk 97	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	8	2	6	1	
Cf 98	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	10	2	6	2	
Es 99	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	11	2	6	2	
Fm 100	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	12	2	6	2	
Md 101	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	13	2	6	2	
No 102	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	2	
Lr 103	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	1	
Rf 104	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	10	2	6	2	
Db 105	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	11	2	6	3	
Sg 106	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	12	2	6	4	
Bh 107	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	13	2	6	5	
Hs 108	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	6	
Mt 109	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	7	
Ds 110	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	8	
Rg** 111	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	10	1

** પરમાણુવીય-ક્રમાંક 112 અને તેની ઉપરના તત્ત્વો શોધાયેલા છે, પરંતુ તેમની સંપૂર્ણપણે માન્યતા મળેલી નથી અને નામકરણ પણ દર્શાવાયા નથી.

સારાંશ

પરમાણુઓ તત્ત્વોના પાયાના બ્લોક (blocks) છે. તે તત્ત્વના સૌથી નાના ભાગ છે જે રસાયણિક રીતે પ્રક્રિયા કરે છે. પ્રથમ પરમાણવીય વાદ 1808માં જહોન ડાલ્ટને રજૂ કરેલો અને તેમણે દ્રવ્યના અંતિમ અને અદશ્ય કણો તરીકે સ્વીકાર્ય. ઓગણીસમી સદીના અંત તરફ જતાં પ્રાયોગિક રીતે એ સાબિત થયું હતું કે પરમાણુ વિભાજ્ય છે અને તે ત્રણ મૂળભૂત કણો - ઈલેક્ટ્રોન, પ્રોટોન અને ન્યુટ્રોન ધરાવે છે. અવપરમાણવીય (subatomic) કણોની શોધને લીધે પરમાણુની રચના સમજાવવા માટે જુદા જુદા પરમાણુ નમૂનાઓની દરખાસ્ત કરવામાં આવી.

1898માં થોમસને દરખાસ્ત કરી કે પરમાણુ એકસરખો ગોળો છે, જેમાં ઘન વિદ્યુતમય કણો ઈલેક્ટ્રોન સાથે પથરાયેલા છે. આ નમૂનો જેમાં પરમાણુના દળને પરમાણુમાં બધે જ પથરાયેલ છે તેવું ગણતરીમાં લેવામાં આવેલું. જે રૂથરફોર્ડના પ્રાય્યાત α -કણોના પ્રક્રીર્ણના 1909ના પ્રયોગથી ખોટું સાબિત કરવામાં આવેલું. રૂથરફોર્ડ તારણ કાઢ્યું કે પરમાણુ ખૂબ નાનું ધનભારવાળું કેન્દ્ર ધરાવે છે, જેની આસપાસ ઈલેક્ટ્રોન વર્તુળાકાર કક્ષામાં ફરે છે. જેમ સૂર્યની આસપાસ ગ્રહો ફરે છે તેમ રૂથરફોર્ડનો આ નમૂનો થોમસનના નમૂના કરતાં વધારે સુધ્યારાપૂર્વક જરૂર હતો પણ તે પરમાણુની સ્થાયીતાને સમજાવી શક્યો ન હતો. એટલે કે ઈલેક્ટ્રોન શા માટે કેન્દ્રમાં પડી જતાં નથી. વળી, આ નમૂનો પરમાણુના બંધારણ વિશે કાંઈ કહી શકતો ન હતો (મૂક હતો) એટલે કે કેન્દ્રની આસપાસ ફરતા ઈલેક્ટ્રોનની વહેંચણી અને સાપેક્ષ ઊર્જા વિશે અધૂરો હતો. રૂથરફોર્ડ નમૂનાની મુશ્કેલીઓ 1913માં નીલ્સ બોહરે હાઈડ્રોજન પરમાણુના તેમણે આપેલા નમૂના દ્વારા હલ કરી શકાઈ. બોહરે પ્રતિપાદિત કર્યું કે ઈલેક્ટ્રોન કેન્દ્રની આસપાસ વર્તુળાકાર રીતે ગતિ કરે છે. માત્ર અમુક જ કક્ષાઓ આસ્તિત્વ ધરાવી શકે છે અને દરેક કક્ષા વિશિષ્ટ ઊર્જાને અનુસરતી હોય છે. બોહર જુદી જુદી કક્ષામાંના ઈલેક્ટ્રોનની ઊર્જા ગણી શક્યા અને દરેક કક્ષા માટે કેન્દ્ર અને ઈલેક્ટ્રોન વચ્ચેનું અંતર પણ ગણી શક્યા. બોહર નમૂનો હાઈડ્રોજન પરમાણુ માટે સંતોષકારક નમૂનો હતો પણ બહુઈલેક્ટ્રોન પરમાણુના વર્ણાપટ સમજાવી શક્યો નહિ. આનું કારણ જરૂરી શોધી કાઢવામાં આવેલું. બોહરના નમૂનામાં ઈલેક્ટ્રોનને ભારિત કણોને કેન્દ્રની આસપાસ સારી રીતે વ્યાખ્યાયિત કરેલી કક્ષાઓના ફરતા ગણવામાં આવેલા. બોહરના સિદ્ધાંતમાં તરંગ પ્રકૃતિને ધ્યાનમાં લેવામાં આવી ન હતી. કક્ષા એક વ્યાખ્યાયિત પથ છે અને આ પથ પણ સંપૂર્ણપણે ઈલેક્ટ્રોનના ચોક્કસ સ્થાન અને ચોક્કસ વેગ જાણીતા છે તેમ રજૂ કરાયું. હાઈજનર્ગ અનિશ્ચિતતા સિદ્ધાંતને આધારે આ શક્ય ન હતું. આમ હાઈડ્રોજન માટેનો બોહરનો નમૂનો ઈલેક્ટ્રોનની દૈત્ય વર્તણૂકને ધ્યાનમાં નથી લેતો એટલું જ નહિ પણ હાઈજનર્ગના અનિશ્ચિતતા સિદ્ધાંતનો પણ વિરોધી (contrast) છે.

1926માં ઈરવીન શ્રોડિઝરે એક સમીકરણ રજૂ કર્યું જેને શ્રોડિઝર સમીકરણ કહેવામાં આવે છે. તે અવકાશમાં ઈલેક્ટ્રોનની વહેંચણી અને પરમાણુમાં માન્ય ઊર્જાસ્તરને સમજાવે છે. આ સમીકરણ દ્વારા તરંગ-કણું દૈત્ય વર્તણૂકના ધ્યાલનો સમાવેશ કરે છે. જે હાઈજનર્ગના અનિશ્ચિતતા સિદ્ધાંત સાથે સુસંગત છે. હાઈડ્રોજન પરમાણુમાંના ઈલેક્ટ્રોન માટે શ્રોડિઝર સમીકરણનો ઉકેલ મેળવવામાં આવ્યો. આ ઉકેલથી ઈલેક્ટ્રોન શક્ય ઊર્જા અવસ્થા અને તેને અનુરૂપ તરંગ વિધેય (Ψ)ની જાણકારી પ્રાપ્ત થઈ. (જે ખરેખર તો દરેક ઊર્જા સ્તર સાથે સંકળાયેલા ઈલેક્ટ્રોન માટે ગાણિતીય વિધેય છે.) આ ક્વોન્ટીક્લિન ઊર્જા સ્તરો અને તેમને અનુરૂપ તરંગ વિધેયો જાણ કવોન્ટમ આંક (મુખ્ય કવોન્ટમ આંક (n), ગૌણ કવોન્ટમ આંક (l), ચુંબકીય કવોન્ટમ આંક (m_l))) છે અને તે શ્રોડિઝર સમીકરણના ઉકેલથી નડતરો(restrictions)નો ઉકેલ સહજ રીતે જ મળે છે. હાઈડ્રોજનનો કવોન્ટમ યાંત્રિકીય નમૂનો સફળતાપૂર્વક હાઈડ્રોજન પરમાણુ વર્ણાપટની બધી જ બાબતોનું પ્રતિપાદન કરે છે. બોહરના નમૂનામાં સમજાવી નહિ શકાયેલ બાબતોની પણ સમજૂતી આપે છે.

કવોન્ટમ યાંત્રિકીય નમૂના પ્રમાણે પરમાણુના ઈલેક્ટ્રોનની વહેંચણી કોશોમાં વિભાજિત કરી શકાય છે. આ કોશો પણ પેટાકોશો ધરાવે છે તેમ ધારવામાં આવ્યું. જે ઈલેક્ટ્રોનથી ભરાય છે. હાઈડ્રોજન અને હાઈડ્રોજન જેવી પ્રણાલી (He^+ , Li^{2+} વગેરે)માં આવેલ કોશમાંની બધી જ પેટાકોશો સરખી ઊર્જા ધરાવે છે. બહુઈલેક્ટ્રોન ધરાવતા

પરમાણુમાંની કક્ષકોની ઊર્જા n અને 1 ના મૂલ્યો પર આધાર રાખે છે. કોઈ કક્ષા માટે $(n + 1)$ નું મૂલ્ય ઓછું તેટલી ઊર્જા ઓછી. પરમાણુમાં આવી ઘણી કક્ષકો શક્ય છે અને ઈલેક્ટ્રોન ઊર્જાના વધતા કમમાં કક્ષકમાં પૌલીના નિષેધ સિદ્ધાંત (પરમાણુના કોઈ પણ બે ઈલેક્ટ્રોનના ચારેય ક્વોન્ટમ આંકનો સેટ સરખો ન હોય) અને હુન્ડનો મહત્વમાં ભ્રમણ ગુણકતાનો નિયમ (કોઈ પેટાકોશમાં ઈલેક્ટ્રોનનું યુગ્મન જ્યાં સુધી બધી જ કક્ષકોમાં એક-એક ઈલેક્ટ્રોન ભરાય નહિ ત્યાં સુધી થતું નથી) મુજબ ભરાય છે. પરમાણુની ઈલેક્ટ્રોનીય રૂચના આ સિદ્ધાંતો પર આધાર રાખે છે.

સ્વાધ્યાય

- 2.1 (i) ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ગણો કે જેને ભેગા કરવાથી એક ગ્રામ વજન થાય.
(ii) એક મોલ ઈલેક્ટ્રોનનો ભાર અને દળ ગણો.
- 2.2 (i) મિથેનના એક મોલમાં રહેલા કુલ ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ગણો.
(ii) ^{14}C ના 7 mg માં (a) કુલ ન્યૂટ્રોનની સંખ્યા અને (b) કુલ ન્યૂટ્રોનનું દળ ગણો. ($\text{ન્યૂટ્રોન} = 1.675 \times 10^{-27} \text{ kg}$ ધારી લો.)
(iii) STP એ 34 mg NH_3 માં (a) કુલ પ્રોટોનની સંખ્યા અને (b) કુલ પ્રોટોનનું દળ ગણો.
જો દબાશ અને તાપમાન બદલવામાં આવે તો ઉત્તર બદલાશે ?
- 2.3 નીચેના કેટલા ન્યૂટ્રોન અને પ્રોટોન રહેલા છે ?
 ^{13}C , ^{16}O , ^{24}Mg , ^{56}Fe , ^{88}Sr
- 2.4 આપેલ પરમાણુય ક્રમાંક (Z) અને પરમાણુય દળ (A)ના આધારે પરમાણુની સંપૂર્ણ સંજ્ઞા લખો :
(i) $Z = 17$, $A = 35$.
(ii) $Z = 92$, $A = 233$.
(iii) $Z = 4$, $A = 9$.
- 2.5 સોઝિયમ લોમ્પમાંથી ઉત્સર્જિત થતો પીળો પ્રકાશ 580 nm તરંગલંબાઈ (λ) ધરાવે છે તો પીળા પ્રકાશની (a) આવૃત્તિ (v) અને (b) તરંગસંખ્યા (ν) કેટલી હશે ?
- 2.6 દરેક ફોટોનની ઊર્જા ગણો જે –
(i) $3 \times 10^{15} \text{ Hz}$ આવૃત્તિને અનુરૂપ પ્રકાશ આપે છે. (ii) તરંગલંબાઈ 0.50 Å ધરાવે છે.
- 2.7 તરંગ જેનો આવર્ત સમય $2.0 \times 10^{-10} \text{ s}$ છે તેની તરંગલંબાઈ, આવૃત્તિ અને તરંગ સંખ્યા ગણો.
- 2.8 એક પ્રકાશ જેની તરંગલંબાઈ 4000 pm છે અને તે 1 J ઊર્જા પૂરી પાડે છે. આ પ્રકાશના ફોટોનની સંખ્યા ગણો.
- 2.9 $4 \times 10^{-7} \text{ m}$ તરંગલંબાઈ ધરાવતો ફોટોન એક ધાતુની સપાટીને અથડાય છે. ધાતુનું કાર્યવિધેય 2.13 eV છે. ગણતરી કરો : (i) ફોટોનની ઊર્જા (ii) ઉત્સર્જનની ગતિજ ઊર્જા અને (iii) ફોટોઇલેક્ટ્રોનનો વેગ ($1 \text{ eV} = 1.6020 \times 10^{-19} \text{ J}$)
- 2.10 242 nm તરંગલંબાઈ ધરાવતું વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણ સોઝિયમ પરમાણુનું આયનીકરણ કરવા માટે પૂરતું છે. સોઝિયમની આયનીકરણ ઊર્જા $kJ \text{ mol}^{-1}$ માં ગણો.
- 2.11 25 વોટનો એક બલ્બ એકવર્ણી (monochromatic) પીળો પ્રકાશ ઉત્સર્જિત કરે છે. જેની તરંગલંબાઈ 0.57 μm છે. પ્રતેક સેકન્ડ ઉત્સર્જિત થતા ક્વોન્ટમનો દર ગણો.
- 2.12 એક ધાતુ સપાટીને 6800 Å ની તરંગલંબાઈવાળા વિકિરણ સામે ખુલ્લી મૂક્કવામાં આવે છે ત્યારે શૂન્ય વેગથી ઈલેક્ટ્રોન ઉત્સર્જિત થાય છે. ધાતુની દેહલી આવૃત્તિ (v_0) અને કાર્યવિધેય (W_0) ગણો.
- 2.13 હાઇડ્રોજન પરમાણુનો ઈલેક્ટ્રોન જ્યારે ઊર્જાસર ના માંથી ઊર્જાસર ના માં સંક્રમણ (transition) કરે છે ત્યારે ઉત્સર્જિત થતા પ્રકાશની તરંગલંબાઈ કેટલી હશે ?

- 2.14 જો ઈલેક્ટ્રોન $n = 5$ ધરાવતો હોય તો H પરમાણુનું આયનીકરણ કરવા કેટલી ઊર્જા જોઈશે ? તમારા ઉત્તરની તુલના H-પરમાણુની આયનીકરણ એન્થાલ્પી ($n = 1$ કક્ષામાંથી ઈલેક્ટ્રોનને દૂર કરવા માટે જરૂરી ઊર્જા) સાથે કરો.
- 2.15 $n = 6$ માંથી ધરા અવસ્થામાં ઈલેક્ટ્રોન દાખલ થાય ત્યારે ઉત્સર્જિત રેખાઓની મહત્તમ સંખ્યા કેટલી હશે ?
- 2.16 (i) હાઇડ્રોજન પરમાણુની પ્રથમ કક્ષા સાથે સંકળાયેલ ઊર્જા $-2.18 \times 10^{-18} \text{ J atom}^{-1}$ છે. પાંચમી કક્ષા સાથે સંકળાયેલ ઊર્જા કેટલી હશે ?
(ii) હાઇડ્રોજન પરમાણુ માટે બોહ્ઝ્રની પાંચમી કક્ષાની ત્રિજ્યા ગણો.
- 2.17 પરમાણીય હાઇડ્રોજનની બામર શ્રેણીમાંની સૌથી લાંબી તરંગલંબાઈ ધરાવતા સંકમણ માટેની તરંગ સંખ્યા ગણો.
- 2.18 હાઇડ્રોજન પરમાણુની બોહ્ઝ્ર કક્ષા એકમાંથી બોહ્ઝ્ર કક્ષા પાંચમા ઈલેક્ટ્રોન મોકલવા માટે કેટલા જૂલ ઊર્જાની જરૂર પડશે અને ધરા અવસ્થામાં ઈલેક્ટ્રોન પાછો આવે ત્યારે ઉત્સર્જિત થનારા પ્રકાશની તરંગલંબાઈ કેટલી હશે ? ધરા અવસ્થામાં ઈલેક્ટ્રોન ઊર્જા -2.18×10^{-11} અર્જ છે.
- 2.19 હાઇડ્રોજન પરમાણુની ઈલેક્ટ્રોન ઊર્જા $E_n = (-2.18 \times 10^{-18})/n^2 \text{ J}$ તરીકે દર્શાવી શકાય છે. $n = 2$ કક્ષામાંથી ઈલેક્ટ્રોનને સંપૂર્ણપણે દૂર કરવા માટે કેટલી ઊર્જાની જરૂર પડશે ? આ સંકમણ કરવા માટે સૌથી લાંબી તરંગલંબાઈ સેમીમાં કેટલી હશે ?
- 2.20 $2.05 \times 10^7 \text{ ms}^{-1}$ ના વેગથી ધૂમતા ઈલેક્ટ્રોનની તરંગલંબાઈ ગણો.
- 2.21 ઈલેક્ટ્રોનનું દળ $9.1 \times 10^{-31} \text{ kg}$ છે, જો તેની ગતિજ ઊર્જા $3.0 \times 10^{-25} \text{ J}$ હોય તો તેની તરંગલંબાઈ ગણો.
- 2.22 નીચેનામાંથી કઈ સ્પીસિઝ સમર્થલેક્ટ્રોનીય છે ? (એટલે કે એક્સરખી ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ધરાવે છે.)
 $\text{Na}^+, \text{K}^+, \text{Mg}^{2+}, \text{Ca}^{2+}, \text{S}^{2-}, \text{Ar}$.
- 2.23 (i) નીચેના આયોના ઈલેક્ટ્રોનીય બંધારણ લખો :
(a) H^- (b) Na^+ (c) O^{2-} (d) F^-
(ii) જો તત્ત્વના સૌથી બહારના ઈલેક્ટ્રોનને (a) $3s^1$ (b) $2p^3$ અને (c) $3p^5$ તરીકે દર્શાવી શકતા હોઈએ તો તે તત્ત્વોના પરમાણીય-ક્રમાંક કેટલા હશે ?
(iii) નીચેની ર્થના કયા પરમાણુના સંકેત છે ?
(a) $[\text{He}] 2s^1$ (b) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$ (c) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$.
- 2.24 g-કક્ષકોને માન્ય રાખે તેને માટે n નું સૌથી ઓછું મૂલ્ય શું હશે ?
- 2.25 એક ઈલેક્ટ્રોન $3d$ -કક્ષકોમાંની કોઈ એક કક્ષકમાં છે. આ ઈલેક્ટ્રોન માટે n, l અને m_l ના શક્ય મૂલ્યો આપો.
- 2.26 એક તત્ત્વનો પરમાણુ 29 ઈલેક્ટ્રોન અને 35 ન્યૂટ્રોન ધરાવે છે. (i) પ્રોટોનની સંખ્યા અને (ii) તત્ત્વની ઈલેક્ટ્રોનીય ર્થના તારવો.
- 2.27 H_2^+, H_2 અને O_2^+ સ્પીસિઝમાં ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા આપો.
- 2.28 (i) કોઈ એક પરમાણીય કક્ષક માટે $n = 3$ છે, તો l અને m_l ના શક્ય મૂલ્યો કેટલા હશે ?
(ii) $3d$ -કક્ષક માટે ઈલેક્ટ્રોનના કવોન્ટમ આંક (m_l અને l)ની યાદી કરો.
(iii) નીચેનામાંથી કઈ કક્ષકો શક્ય છે ?
 $1p, 2s, 2p$ અને $3f$
- 2.29 s, p, d સંકેતોનો ઉપયોગ કરીને નીચેના કવોન્ટમ આંકની કક્ષકોનું વર્ણન કરો :
(a) $n = 1, l = 0$; (b) $n = 3; l = 1$ (c) $n = 4; l = 2$; (d) $n = 4; l = 3$.

2.30 કારણ આપીને સમજાવો કે નીચેનામાંથી કયો કવોન્ટમ અંકનો સેટ ધરાવતી કક્ષક શક્ય નથી ?

- (a) $n = 0, l = 0, m_l = 0, m_s = +\frac{1}{2}$
- (b) $n = 1, l = 0, m_l = 0, m_s = -\frac{1}{2}$
- (c) $n = 1, l = 1, m_l = 0, m_s = +\frac{1}{2}$
- (d) $n = 2, l = 1, m_l = 0, m_s = -\frac{1}{2}$
- (e) $n = 3, l = 3, m_l = -3, m_s = +\frac{1}{2}$
- (f) $n = 3, l = 1, m_l = 0, m_s = +\frac{1}{2}$

2.31 પરમાણુમાંના કેટલા ઈલેક્ટ્રોનના કવોન્ટમ અંક નીચે પ્રમાણે હશે ?

- (a) $n = 4, m_s = -\frac{1}{2}$ (b) $n = 3, l = 0$

2.32 દર્શાવો કે હાઇડ્રોજન પરમાણુ માટેની બોહર કક્ષાનો પરિધ દ્વારા નીચેની તરંગલંબાઈ સાથે સંબંધિત કક્ષામાં ઘૂમતો ઈલેક્ટ્રોન તેનો સંકલન ગુણક છે.

2.33 હાઇડ્રોજન વર્જ્પટનું કયું સંકમણ He^+ વર્જ્પટના બામર સંકમણ $n = 4$ થી $n = 2$ જેટલી તરંગલંબાઈ ધરાવતું હશે ?

2.34 પ્રક્રિયા માટે જરૂરી ઊર્જાની ગણતરી કરો : $\text{He}^+(\text{g}) \rightarrow \text{He}^{2+}(\text{g}) + \text{e}^-$
H પરમાણુની ધરા અવસ્થામાં આયનીકરણ ઊર્જા $2.18 \times 10^{-18} \text{ J atom}^{-1}$ છે.

2.35 જો કાર્બન પરમાણુનો વ્યાસ 0.15 nm , હોય તો કાર્બન પરમાણુની સંખ્યા ગણો જેને 20 cm લાંબી લાઈનના સ્કેલ પર સીધી લીટીમાં એકબીજાની નજીક ગોઠવી શકાય ?

2.36 2×10^8 કાર્બન પરમાણુઓ એકબીજાની પાસે ગોઠવાયેલા છે. જો વ્યવસ્થાની લંબાઈ 2.4 cm હોય તો કાર્બન પરમાણુની ત્રિજ્યા ગણો.

2.37 જિંક પરમાણુનો વ્યાસ 2.6 \AA છે. (a) જિંક પરમાણુની ત્રિજ્યા pmમાં ગણો અને (b) જો ઈલેક્ટ્રોન એકબીજાની લગોલગ લંબાઈ પ્રમાણે ગોઠવાયેલા હોય તો 1.6 cm લંબાઈમાં હાજર પરમાણુની સંખ્યા ગણો.

2.38 એક કણ $2.5 \times 10^{-16} \text{ C}$ સ્થિરવિદ્યુતીય ભાર ધરાવે છે. તેમાં હાજર ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ગણો.

2.39 મુલિકનના પ્રયોગમાં તેલાંદુ પર ચલકતા X-કિણો દ્વારા પ્રાપ્ત સ્થિરવિદ્યુતીય ભાર $-1.282 \times 10^{-18} \text{ C}$ છે, તો તેમાં રહેલા ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ગણો.

2.40 રૂથરફોર્ડના પ્રયોગમાં સામાન્ય રીતે ભારે પરમાણુઓ જેવાં કે, ગોલ્ડ, પ્લેટિનમના પાતળા વરખ (foil) લેવામાં આવે છે અને તેના પર α -કણોનો મારો ચલાવવામાં આવે છે. જો તેને બદલે એલ્યુમિનિયમનો પાતળો વરખ વાપરવામાં આવે તો ઉપરના પરિણામોમાં શું ફર પડશે ?

2.41 સંશાઓ ${}^{79}_{35}\text{Br}$ અને ${}^{79}\text{Br}$ લખી શકાય, પરંતુ સંશાઓ ${}^{35}_{79}\text{Br}$ અને ${}^{35}\text{Br}$ સ્વીકાર્ય નથી. ટૂકમાં ઉત્તર આપો.

2.42 દળકમાંક 81 વાળું તત્ત્વ પ્રોટોનની સરખામણીમાં 31.7 % વધુ ન્યૂટ્રોન ધરાવે છે. પરમાણુની સંશા દર્શાવો.

2.43 દળકમાંક 37 ધરાવતો આયન એક એકમ ઝણાભાર ધરાવે છે. જો આયન ઈલેક્ટ્રોન કરતાં 11.1 % વધારે ન્યૂટ્રોન ધરાવે છે તો આયનની સંશા શોધો.

2.44 દળકમાંક 56 ધરાવતા આયન ધનભારના ત્રણ એકમ ધરાવે છે અને ઈલેક્ટ્રોન કરતાં 30.4 % વધુ ન્યૂટ્રોન ધરાવે છે. આયનની સંશા દર્શાવો.

2.45 નીચેના પ્રકારના વિકિરણોને તેમની આવૃત્તિના ચઢતા કમમાં ગોઠવો : (a) માઈકોવેવ ઓવનનું વિકિરણ (b) ટ્રાંસિક સિનનલમાંનો અંબર પ્રકારણ (c) FM રેડિયોમાં નીકળતું વિકિરણ (d) બાદ અવકાશમાંથી આવતા કોસ્મિક કિરણો અને (e) X-કિરણો.

- 2.46 નાઈટ્રોજન લેસર 337.1 nm તરંગલંબાઈએ વિકિરણ ઉત્પન્ન કરે છે. જો ઉત્સર્જિત થયેલા ફોટોન 5.6×10^{24} હોય તો આ લેસરની શક્તિ (power) ગણો.
- 2.47 નિયોન વાયુ સામાન્ય રીતે સાઈન બોર્ડમાં વપરાય છે. જો તે 616 nm તરંગલંબાઈ ખૂબ તીવ્રતાથી ઉત્સર્જિત કરતો હોય તો ગણો : (a) ઉત્સર્જનની આવૃત્તિ, (b) 30 fm આ વિકિરણ કેટલું અંતર કાપશે ? (c) કવોન્ટમની ઊર્જા અને (d) કવોન્ટમની સંખ્યા જો તે 2 J ઊર્જા ઉત્પન્ન કરતું હોય ?
- 2.48 અંતરિક્ષ અવલોકનોમાં દૂરના તારામાંથી અવલોકિત થતાં સિગનલ સામાન્ય રીતે નબળાં હોય છે. જો ફોટોન સંસૂચક (detector) 600 nm વિકિરણમાંથી $3.15 \times 10^{-18} \text{ J}$ પ્રાપ્ત કરે છે તો સંસૂચક વડે સ્વીકારાયેલા ફોટોનની સંખ્યા ગણો.
- 2.49 ઉત્સર્જિત અવસ્થામાં અણુઓનો આયુષ્ય સમય પલ્સ વિકિરણ સોત (source)નો ઉપયોગ કરી નેનો સેકન્ડમાં વિસ્તારમાં (range) માપવામાં આવે છે. ધારો કે વિકિરણ સોત 2 fm ને હોય તો અને પલ્સ સોત દરમિયાન ઉત્સર્જિત ફોટોનની સંખ્યા 2.5×10^{15} હોય તો સોતની ઊર્જા ગણો.
- 2.50 સૌથી લાંબી તરંગલંબાઈ ડલેટ અવશોષણ 589 અને 589.6 nm પર અવલોકિત થયેલ છે. દરેક સંકાંતિની આવૃત્તિ ગણો અને બંને ઉત્સર્જિત અવસ્થાઓ વચ્ચેનો ઊર્જા તફાવત ગણો.
- 2.51 સીઝિયમ પરમાણુનું કાર્યવિધેય 1.9 eV છે. તો ગણતરી કરો : (a) દેહલી તરંગલંબાઈ (b) વિકિરણની દેહલી આવૃત્તિ. જો સીઝિયમ તત્ત્વને 500 nm વાળી તરંગલંબાઈથી વિકિરણીત કરવામાં આવે તો ગતિજ ઊર્જા ગણો અને ઉત્કેપિત (બહાર ફેંકતા) (ejected) ફોટોઇલેક્ટ્રોનનો વેગ ગણો.
- 2.52 સોડિયમ ધાતુને જુદી જુદી તરંગલંબાઈથી જ્યારે વિકિરણીત કરવામાં આવી ત્યારે નીચેના પરિણામો મળ્યાં. ગણતરી કરો : (a) દેહલી તરંગલંબાઈ અને (b) પ્લાન્કનો અચળાંક.

$\lambda \text{ (nm)}$	500	450	400
$v \times 10^{-5} \text{ (cm s}^{-1}\text{)}$	2.55	4.35	5.35

- 2.53 સિલ્વર ધાતુમાંથી ફોટોઇલેક્ટ્રોન અસરના પ્રયોગમાં ફોટોઇલેક્ટ્રોનનું ઉત્કેપન (ejection) 0.35 V વોલ્ટેજ લાગુ પાડવાથી રોકાય છે. જ્યારે વિકિરણ 256.7 nm વાપરવામાં આવે છે ત્યારે સિલ્વર ધાતુનું કાર્યવિધેય ગણો.
- 2.54 જ્યારે 150 pm તરંગલંબાઈવાળો ફોટોન પરમાણુને અથડાય છે અને તે આંતરબંધિત ઈલેક્ટ્રોનમાંથી એક ઈલેક્ટ્રોનનું ઉત્કેપન થાય છે જેનો વેગ $1.5 \times 10^7 \text{ ms}^{-1}$ છે. એ ઊર્જા ગણો જેને લીધે તે કેન્દ્ર સાથે બંધિત હતો.
- 2.55 પાશ્ન શ્રેષ્ઠીમાં ઉત્સર્જન સંકાંતિ $n = 3$ કક્ષાએ અંત પામે છે અને n -કક્ષામાંથી શરૂ થાય છે અને તેને

$$v = 3.29 \times 10^{15} \text{ (Hz)} \text{ વડે } 2\pi \text{ કરી શકાય છે} \left[\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right].$$

જો 1285 nm પર સંકમણ અવલોકિત થાય છે, વર્ઝિપટનો વિસ્તાર રોધો.

- 2.56 ઉત્સર્જન સંકમણથી તરંગલંબાઈ ગણો. જો તે 1.3225 nm નિજ્યાથી શરૂ થઈને 211.6 pm પર અંત પામે છે. આ સંકાંતિ કઈ શ્રેષ્ઠીને લાગુ પડે છે તેનું નામ આપો અને વર્ઝિપટ વિસ્તાર જણાવો.
- 2.57 દ્રવ્યની દ્વીતી વર્તણૂક જે દ્વાર્ભ્રોગલીએ પ્રતિપાદિત કરેલી જેને પરિણામે ઈલેક્ટ્રોન માઈક્રોસ્કોપની શોધ થઈ જે વારંવાર જૈવિક અણુઓ અને અન્ય પ્રકારના પદાર્થોના આવર્ધન માટે ઉપયોગમાં લેવાય છે. જો આ ઈલેક્ટ્રોન માઈક્રોસ્કોપમાં ઈલેક્ટ્રોનનો વેગ $1.6 \times 10^6 \text{ ms}^{-1}$ હોય તો આ ઈલેક્ટ્રોન સાથે સંકળાયેલ દ્વાર્ભ્રોગલી તરંગલંબાઈ ગણો.
- 2.58 ઈલેક્ટ્રોન વિવર્તનની જેમ ન્યુટ્રોન વિવર્તન માઈક્રોસ્કોપ અણુની રચના નક્કી કરવા માટે વપરાય છે. જો અહીંથા ઉપયોગમાં લેવાયેલ તરંગલંબાઈ 800 pm હોય તો ન્યુટ્રોન સાથે સંકળાયેલ વેગ ગણો.

- 2.59 જો બોહ્રની પ્રથમ કક્ષામાંના ઇલેક્ટ્રોનનો વેગ $2.19 \times 10^6 \text{ ms}^{-1}$ છે તેની સાથે સંકળાયેલ દૂ-બ્રોગલી તરંગલંબાઈ ગણો.
- 2.60 1000 V વિભવ તફાવતમાં (Potential difference) ઘૂમતા પ્રોટોન સાથે સંકળાયેલ વેગ $4.37 \times 10^5 \text{ ms}^{-1}$ છે. જો હોકીનો દડો જેનું દળ 0.1 kg છે તે આ વેગથી ઘૂમતો હોય તો આ વેગ સાથે સંકળાયેલ તરંગલંબાઈ ગણો.
- 2.61 જો ઇલેક્ટ્રોનનું સ્થાન $\pm 0.002 \text{ nm}$ ની ચોકસાઈથી માપવામાં આવેલ હોય તો ઇલેક્ટ્રોનના વેગમાનમાં અનિશ્ચિતતા ગણો. ધારો કે ઇલેક્ટ્રોનનું વેગમાન $h/4\pi_m \times 0.05 \text{ nm}$ હોય તો આ મૂલ્ય વ્યાખ્યાપિત કરવામાં કોઈ મુશ્કેલી હશે ?
- 2.62 છ ઇલેક્ટ્રોનના કવોન્ટમ આંક આપેલા છે તેમને ઉર્જાના ચઢતા કમમાં ગોઠવો. આ સંયોગીકરણમાંથી કોઈ પણ સરખી ઉર્જાવણા હોય તો તેમની યાદી કરો :
- (1) $n = 4, l = 2, m_l = -2, m_s = -\frac{1}{2}$
 - (2) $n = 3, l = 2, m_l = 1, m_s = +\frac{1}{2}$
 - (3) $n = 4, l = 1, m_l = 0, m_s = +\frac{1}{2}$
 - (4) $n = 3, l = 2, m_l = -2, m_s = -\frac{1}{2}$
 - (5) $n = 3, l = 1, m_l = -1, m_s = +\frac{1}{2}$
 - (6) $n = 4, l = 1, m_l = 0, m_s = +\frac{1}{2}$
- 2.63 બ્રોમિન પરમાણુ 35 ઇલેક્ટ્રોન ધરાવે છે તે $2p$ કક્ષકમાં 6 ઇલેક્ટ્રોન, $3p$ કક્ષકમાં 6 ઇલેક્ટ્રોન અને $4p$ કક્ષકમાં 5 ઇલેક્ટ્રોન ધરાવે છે. આમાંનો કયા ઇલેક્ટ્રોન સૌથી ઓછો અસરકારક કેન્દ્રીય ભાર અનુભવશે ?
- 2.64 નીચેની કક્ષકોની જોડમાંથી કઈ જોડ વધુ અસરકારક કેન્દ્રીય ભાર અનુભવશે ?
- (i) $2s$ અને $3s$, (ii) $4d$ અને $4f$, (iii) $3d$ અને $3p$.
- 2.65 Al અને Si ની $3p$ કક્ષકમાં અયુભૂતિ ઇલેક્ટ્રોન હાજર છે. કયો ઇલેક્ટ્રોન કેન્દ્રથી વધુ અસરકારક કેન્દ્રીય ભાર અનુભવશે ?
- 2.66 અયુભૂતિ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા નિર્દેશો : (a) P, (b) Si, (c) Cr, (d) Fe અને (e) Kr.
- 2.67 (a) $n = 4$ સાથે કેટલી પેટાકોશો સંકળાયેલી છે ? (b) $n = 4$ ધરાવતા પેટાકોશમાં m_s નું મૂલ્ય $-\frac{1}{2}$ ધરાવતા કેટલા ઇલેક્ટ્રોન હશે ?

તત્વોનું વર્ગીકરણ અને ગુણધર્મોમાં આવર્તિતા (Classification of Elements and Periodicity in Properties)

હેતુઓ :

- આ એકમના અભ્યાસ પછી તમે...
- તત્વોના ગુણધર્મોને આધારે તેમની સમૂહમાં ગોઠવણી કરવાની સંકલ્પના આવર્તકોષ્ટકના વિકાસ તરફ કેવી રીતે દોરી ગઈ તેની કદર કરશો.
- આવર્ત નિયમને સમજી શકશો.
- આવર્તીવર્ગીકરણના પાયામાં પરમાણવીય-ક્રમાંક અને ઈલેક્ટ્રોનીય રચનાની સાર્થકતાને સમજી શકશો.
- $Z > 100$ સહિતના તત્વોના IUPAC નામ લખી શકશો.
- તત્વોને *s, p, d, f* વિભાગમાં વર્ગીકૃત કરી શકશો અને તેમની મુખ્ય લાક્ષણિકતાઓ શીખી શકશો.
- તત્વોના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં આવર્તી વલણને ઓળખી શકશો.
- તત્વોની પ્રતિક્રિયાત્મકતાની સરખામણી કરી શકશો અને તેનો તેમની કુદરતમાંથી થતી ઉત્પત્તિ સાથે સંબંધ બાંધી શકશો.
- આયનીકરણ એન્થાલ્પી અને ધાત્વીય ગુણ વચ્ચેના સંબંધને સ્પષ્ટ કરી શકશો.
- પરમાણુઓના કેટલાક અગત્યના ગુણધર્મો જેવા કે પરમાણીય/આયનીય ત્રિજ્યા, આયનીકરણ એન્થાલ્પી, ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી, વિદ્યુતત્ત્રણતા, તત્વોની સંયોજકતા સંબંધિત ઘાલને પ્રસ્તુત કરવા વૈજ્ઞાનિક શબ્દ બંડોળનો યોગ્ય ઉપયોગ કરી શકશો.

“આવર્તકોષ્ટક રસાયણવિશાળના સિદ્ધાંત અને વ્યવહાર બંને માટે તાર્કિક રીતે સૌથી અગત્યની સંકલ્પના છે. તે વિદ્યાર્થીને હંમેશાં મદદરૂપ થાય તેવું, વ્યાવસાયિકોને સંશોધનો માટેની નવી રાહ સૂચવનાનું અને સંપૂર્ણ રસાયણવિશાળને સંક્ષિપ્ત સ્વરૂપે રજૂ કરનાનું છે. તે રાસાયણિક તત્વો એ વસ્તુઓનું યાદચિન્હક ઝૂમણું નથી પણ તેના બદલે વર્ગમાં એકસાથે ગોઠવાયેલા અને વલણોને પ્રદર્શિત કરનારા છે તેવા સત્યને નોંધપાત્ર રીતે નિદર્શિત કરનાનું છે. આવર્ત કોષ્ટક અંગેની જગ્યાતિ એવી દરેક વ્યક્તિ માટે જરૂરી છે કે જે વિશ્લના પ્રશ્નોના ઉકેલ ઈચ્છે છે અને આવર્તકોષ્ટક રસાયણવિશાળના પાયાના એકમ એવા રાસાયણિક તત્વોથી કેવી રીતે બન્યું છે તે જોવા માંગે છે.”

— ગ્લેન ટી. સીબોર્ગ (Glenn T. Seaborg)

આ એકમમાં આપણે હાલમાં જે આવર્તકોષ્ટક અસ્તિત્વમાં છે તેનો ઐતિહાસિક વિકાસ અને આધુનિક આવર્ત નિયમનો અભ્યાસ કરીશું. આવર્તી વર્ગીકરણ પરમાણુની ઈલેક્ટ્રોનીય રચનાની તાર્કિક ફલશ્રુતિને કેવી રીતે અનુસરે છે તે પણ આપણે શીખીશું. અંતમાં આપણે તત્વોના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં કેટલાક આવર્તી વલણોને તપાસીશું.

3.1 આપણને તત્વોના વર્ગીકરણની આવશ્યકતા શા માટે જરૂરી જણાઈ ? (Why Do We Need to Classify Elements ?)

આપણે જાણીએ છીએ કે બધા જ પ્રકારના દ્રવ્યોના પાયાનો એકમ તત્વ છે. વર્ષ 1800માં માત્ર 31 તત્વો જ જાણીતા હતા. વર્ષ 1865માં જાણીતા તત્વોની સંખ્યા બમજાથી વધારે 63 જેટલી થઈ. હાલમાં 114 તત્વો જાણીતા છે. તે પૈકીના તાજેતરમાં શોધાયેલા તત્વો માનવનિર્મિત છે. નવા તત્વોના સંશ્લેષણના પ્રયત્નો ચાલુ છે. તત્વોની સંખ્યા વધુ હોવાથી આ બધા તત્વોના વ્યક્તિગત અને તેમના અસંખ્ય સંયોજનોના વ્યક્તિગત રાસાયણિક ગુણધર્મોનો અભ્યાસ ઘણો મુશ્કેલ છે. આ સમસ્યાનું નિરાકરણ કરવા વૈજ્ઞાનિકોએ પદ્ધતિસરનો માર્ગ શોધી તત્વોનું વર્ગીકરણ કર્યું. આ વર્ગીકરણ માત્ર તત્વોના જાણીતા રાસાયણિક સત્યો જ નહિ પણ આગળ અભ્યાસ માટે નવા તત્વોની આગાહી કરવા તર્કસંગત દલીલો પણ પૂરી પાડશે.

3.2 આવર્તી વર્ગીકરણની ઉત્પત્તિ (Genesis of Periodic Classification)

તત્ત્વોનું સમૂહમાં વર્ગીકરણ, આવર્ત નિયમનો અને આવર્ત કોષ્ટકનો વિકાસ ઘણા વૈજ્ઞાનિકોના અવલોકનો અને પ્રયોગોમાંથી મેળવેલા તેમના જ્ઞાનનું પરિણામ છે. સૌપ્રથમ 1800ના શરૂઆતના દશકામાં જર્મન રસાયણવિજ્ઞાની જહોન ડેબેરેનરે (Johann Dobereiner) તત્ત્વોના ગુણધર્મોના વલણો વિષે વિચાર્યું. તેમણે 1829 સુધીમાં ત્રણ તત્ત્વોવાળા કેટલાક સમૂહો(ત્રિપુટીઓ)ના ભૌતિક અને રસાયણિક ગુણધર્મોમાં સામ્યતા નોંધી. પ્રત્યેક કિસ્સામાં તેમને ત્રિપુટીની મધ્યમાં રહેલા તત્ત્વોનો પરમાણુવીય ભાર, બાકી બે તત્ત્વોના કુલ પરમાણુવીય ભાર કરતા અડયો જોવા મળ્યો (કોષ્ટક 3.1). ઉપરાંત મધ્યમાં રહેલા તત્ત્વના ગુણધર્મો બાકીના બે તત્ત્વોના ગુણધર્મો જોવા જોવા મળ્યા. ડેબેરેનરે સૂચવેલ આ સંબંધ ત્રિપુટીના નિયમ તરીકે ઓળખાયો, પરંતુ ખૂબ જ ઓછા તત્ત્વો માટે જોવા મળેલ આ નિયમને એક

શક્યું નહીં. 1865માં અંગ્રેજ રસાયણવિજ્ઞાની જહોન એલેક્ઝાન્ડર ન્યુલેન્ડે (John Alexander Newland) અષ્ટકનો નિયમ (Law of Octaves) રજૂ કર્યો. તેમણે તત્ત્વોને પરમાણુવીય ભારના ચઢતા કમમાં ગોઠવ્યા અને નોંધ્યું કે પ્રત્યેક આઈમા તત્ત્વના ગુણધર્મો પ્રથમ તત્ત્વના ગુણધર્મોને મળતા આવે છે (કોષ્ટક 3.2). આ સંબંધ એવા પ્રકારનો હતો, જેમ કે સંગીતના સૂરના અષ્ટકમાં પ્રત્યેક આઈમો સૂર પ્રથમ સૂર જેવો હોય છે. ન્યુલેન્ડનો આ અષ્ટક નિયમ કેલ્લિયમ તત્ત્વ સુધી સાચો માલૂમ પડ્યો. જો કે તે સમયે તેનો આ ખ્યાલ વ્યાપક અને સ્વીકાર્ય નહોંતો બન્યો, પરંતુ 1887માં તેને આ કાર્ય માટે રોયલ સોસાયટી, લંડન દ્વારા તેવી ચંદ્રક એનાયત કરવામાં આવ્યો હતો.

આજે આપણે જે આવર્ત નિયમ જાણીએ છીએ તેના વિકાસનો યશ રણિયન રસાયણવિજ્ઞાની દમિત્રી મેન્ડેલેફ (Dmitri Mendeleev)(1834-1907) અને જર્મન રસાયણવિજ્ઞાની લોથર મેયરના (Lothar Meyer)(1830-1895)

ટેબલ 3.1 ડેબેરેનરની ત્રિપુટીઓ

તત્ત્વ	પરમાણુવીય ભાર	તત્ત્વ	પરમાણુવીય ભાર	તત્ત્વ	પરમાણુવીય ભાર
Li	7	Ca	40	Cl	35.5
Na	23	Sr	88	Br	80
K	39	Ba	137	I	127

સંયોગ ગણી નામંજૂર કરવામાં આવ્યો. ત્યારબાદ 1862માં ફેન્ચ ભૂસ્તરશાહી એ. ઇ. બી. દ્વારા કાનકોર્ટોઇસ (A.E.B. de Chancourtois) તત્ત્વોનું વર્ગીકરણ કરવાનો પ્રયત્ન કર્યો. તેમણે જાણીતા તત્ત્વોને તેમના પરમાણુવીય ભારના ચઢતા કમમાં ગોઠવીને નણાકાર કોષ્ટક બનાવ્યું કે જે નિશ્ચિત ગાળે ગુણધર્મોમાં પુનરાવર્તન દર્શાવતું હતું. આ પણ કોઈનું વધારે ધ્યાન જેંચી

ફાળે જાય છે. સ્વતંત્ર રીતે કામ કરતાં આ બંને રસાયણવિજ્ઞાનીઓએ 1869માં જડાવ્યું કે જો તત્ત્વોને તેમના પરમાણુવીય ભારના ચઢતા કમમાં ગોઠવવામાં આવે તો નિયમિત અંતરાલને અંતે તત્ત્વોના ભૌતિક અને રસાયણિક ગુણધર્મોમાં સામ્યતા જોવા મળે છે. લોથર મેયરે ભૌતિક ગુણધર્મો જોવા કે પરમાણુવીય કદ, ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ

ટેબલ 3.2 ન્યુલેન્ડના અષ્ટકો

તત્ત્વ	Li	Be	B	C	N	O	F
પરમાણુવીય ભાર	7	9	11	12	14	16	19
તત્ત્વ	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
પરમાણુવીય ભાર	23	24	27	29	31	32	35.5
તત્ત્વ	K	Ca					
પરમાણુવીય ભાર	39	40					

વિસુદ્ધ પરમાણવીય ભારનો આલેખ દોર્યો, જેમાં આવતીત રીતે પુનરાવર્તન પામતી ભાત જોવા મળી. પુનરાવર્તિત ભાતની લંબાઈ બાબતે લોથર મેયરે, ન્યૂકેન્ડ કરતાં કંઈક જુંદું જ અવલોકન કર્યું. 1868 સુધીમાં લોથર મેયરે તત્ત્વો માટેનું કોષ્ટક વિકસાવી દીધું હતું, જે આધુનિક આવર્ત કોષ્ટકને તદ્દન મળતું આવતું હતું, પરંતુ તેનું આ કાર્ય દમિત્રી મેન્નેલીફના કાર્ય પહેલા પ્રકાશિત ન થઈ શક્યું. આધુનિક આવર્ત કોષ્ટકના વિકસમાં યોગદાનનો શ્રેય દમિત્રી મેન્નેલીફને આપવામાં આવ્યો છે.

જો કે આવર્ત સંબંધ વિશેના અત્યાસની શરૂઆત ડોબરેનરે કરી હતી પણ આવર્ત નિયમને સૌપ્રથમ પ્રસિદ્ધ કરનાર તરીકે મેન્નેલીફ હતો. આ નિયમ આ પ્રમાણે છે...

તત્ત્વોના ગુણધર્મો તેમના પરમાણવીય ભારના આવર્તનીય વિધેય છે.

મેન્નેલીફ તત્ત્વોને કોષ્ટકની આરી હરોળ અને ઊભા સ્તંભમાં તેમના પરમાણવીય ભારના ચઢતા કમમાં તે પ્રમાણે ગોઠવ્યા કે જેથી સમાન ગુણધર્મોવાળા તત્ત્વો એક ઊભા સ્તંભ કે સમૂહમાં ગોઠવાય. મેન્નેલીફની તત્ત્વોના વર્ગીકરણની પદ્ધતિ લોથર મેયર કરતા વધુ વિગતવાર હતી. મેન્નેલીફ આવર્તિતાના મહત્વને સંપૂર્ણપણે સમજ્યો હતો અને તત્ત્વોના વર્ગીકરણ માટે ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોને વ્યાપક રીતે આધાર માન્યા હતા. મેન્નેલીફ ખાસ કરીને તત્ત્વો દ્વારા બનતા સંયોજનોના પ્રમાણસૂચક સૂત્રો અને તેમના ગુણધર્મોની સાખ્યતાને આધાર માન્યા હતા. તેમને સમજાયું કે જો પરમાણવીય ભાર પ્રમાણોના કમને ચુસ્તપણે અનુસરવામાં

આવે તો વર્ગીકરણની તેમની ઘોજનામાં ઘણા તત્ત્વો લાયક છરતા નથી. તેમણે પરમાણવીય માપનને ભૂલભરેલું વિચારી પરમાણવીય ભારના કમને અવગણીને સમાન ગુણધર્મો ધરાવતા તત્ત્વોને એક સાથે મૂક્યા. દા.ત., ટેલુરિયમથી (સમૂહ VI) ઓછો પરમાણવીય ભાર ધરાવનાર આયોરિનને સમૂહ VIIમાં ફલોરિન, કલોરિન અને બ્રોમિન સાથે મૂક્યો, કારણ કે તેઓ સમાન ગુણધર્મો ધરાવતા હતા (આદૃતિ 3.1). તે સમયે તેણે સમાન ગુણધર્મોવાળા તત્ત્વોને એક જ સમૂહમાં રાખવા તેવો પ્રાથમિક ખ્યાલ રાખ્યો હતો. તેણે સૂચવું હતું કે હજુ સુધી ઘણા તત્ત્વો વણશોધાયેલા છે અને તેથી કોષ્ટકમાં કેટલીક ખાલી જગ્યાઓ રાખી હતી. દા.ત., મેન્નેલીફ જ્યારે આવર્ત કોષ્ટક પ્રસિદ્ધ કર્યું ત્યારે ગેલિયમ અને જર્મનિયમ બંને તત્ત્વો વણશોધાયેલા હતા. તેણે વણશોધાયેલા આ તત્ત્વો માટે એલ્યુમિનિયમની નીચે અને સિલિકોનની નીચે ખાલી જગ્યા રાખી હતી. મેન્નેલીફ આ તત્ત્વોને અનુકૂમે એકા-એલ્યુમિનિયમ અને એકા-સિલિકોન તરીકે દર્શાવ્યા હતા. મેન્નેલીફ ગેલિયમ અને જર્મનિયમના માત્ર અસ્તિત્વની આગાહી જ નહિ પણ તેમના કેટલાક સામાન્ય ભૌતિક ગુણધર્મો પણ વર્ણવ્યા હતા. બાદમાં આ તત્ત્વો શોધાયા હતા, જેના માટે મેન્નેલીફ આગાહી કરેલા કેટલાક ગુણધર્મો અને પ્રાયોગિક રીતે શોધાયેલા ગુણધર્મની યાદી કોષ્ટક 3.3માં દર્શાવેલું છે.

મેન્નેલીફની પરિમાણ આધારે આગાહી કરવાની હિંમત અને તેમાં મેળવેલી સફળતાથી તે અને તેનું આવર્ત કોષ્ટક પ્રચલિત બન્યું હતું. વર્ષ 1905માં પ્રકાશિત થયેલું મેન્નેલીફનું આવર્ત કોષ્ટક આદૃતિ 3.1માં દર્શાવેલું છે.

કોષ્ટક 3.3

એકા-એલ્યુમિનિયમ અને એકા-સિલિકોન તત્ત્વોના ગુણધર્મો અંગે મેન્નેલીફની આગાહી અને પ્રાયોગિક પરિણામો

ગુણધર્મો	એકા-એલ્યુમિનિયમ (આગાહી કરેલ)	ગેલિયમ (શોધેલ)	એકા-સિલિકોન (આગાહી કરેલ)	જર્મનિયમ (શોધેલ)
પરમાણવીય ભાર	68	70	72	72.6
ઘનતા / (g/cm³)	5.9	5.94	5.5	5.36
ગલનબિંદુ /K	નીચું	302.93	ઉચ્ચું	1231
ઓક્સાઇડનું સૂત્ર	E ₂ O ₃	Ga ₂ O ₃	EO ₂	GeO ₂
કલોરાઇડનું સૂત્ર	ECI ₃	GaCl ₃	ECI ₄	GeCl ₄

સમૂહ અને આવર્ત્તમાં તત્ત્વોની આવર્ત્તિ પદ્ધતિ

ક્રમ	૦	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	
1		હાર્ટફ્રોજન H 1.008	બેલિયમ B e 9.1	અન્ઝન C 12.0	નાઈટ્રોજન N 14.04	ઓક્સિજન O 16.00	ફ્લોરિન F 19.0			
2	હિલિયમ He 4.0	લિથિયમ Li 7.03	બેલિયમ B e 9.1	અન્ઝન C 11.1	અંથ્રોપોનિયમ Al 27.0	અન્ઝન O 31.0	સાર્ક્રેસ S 32.06	ક્રોરિન Cl 35.45		
3	નિયોન Ne 19.91	સાર્ક્રેસ Na 23.5	મુનોનિયમ Mg 24.3	સીલિકોન Si 28.4						
4	આર્ગોન Ar 38	પોટેશિયમ K 39.1	ક્રોનિયમ Ca 40.1	સૈલિયમ Sc 44.1	ટીનિયમ Ti 48.1	ક્રોનિયમ Cr 52.1	મેનિયમ Mn 55.0	આર્થાન Fe 55.9	નિકલ Ni 59	
5		ક્રોનિયમ Rb 85.4	સ્ટ્રોનિયમ Sr 87.6	પોટેશિયમ Y 89.0	નીકોનિયમ Zr 90.6	નીકોનિયમ Mo 96.0	રૂનિયમ Ru 101.7	પોલેનિયમ Pd 103.0	(Cu)	
6	ક્રોડેન Kr 81.8	ક્રોનિયમ Ag 107.9	ક્રોનિયમ Cd 112.4	નીકોનિયમ In 114.0	નીકોનિયમ Nb 94.0	નીકોનિયમ Nb 120.0	નીકોનિયમ Mo 96.0	રૂનિયમ Rh 106.5		
7							નીકોનિયમ Nb 127.6			
8	ક્રોનાન Xe 128	ક્રોનિયમ Cs 132.9	નીકોનિયમ Ba 137.4	લેન્થાનામ La 139	સીલિયમ Ce 140					
9										
10				વીલિયમ Yb 173	ટેન્ટાલામ Ta 183	ટેન્ટાલામ W 184	ઓસ્મિયમ Os 191	ઇરિયમ Ir 193	(Au)	
11			ગોલ Au 197.2	માર્ક્રૂરી Hg 200.0	થીલિયમ Tl 204.1	થીલિયમ Pb 206.9	બિરિયમ Bi 208			
12			રોનિયમ Ra 224		થીલિયમ Th 232		યુરોનિયમ U 239			
	R	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	R ₂ O ₃	R ₂ O ₇	RO ₄	
						નિકલ ક્ષારીય ઔક્સાયન્ડ નિકલ વાયુમય હાર્ટફ્રોજન સંયોજન RH ₃	નિકલ RH ₂			

આકૃતિ 3.1 મેન્ટેલિકનું અગાઉ પ્રક્રિય થયેલું આવતોષક

3.3 આધુનિક આવર્ત નિયમ અને આવર્તકોષ્ટકનું વર્તમાન સ્વરૂપ (Modern Periodic Law and the Present Form of the Periodic Table)

અહીં એ બાબત નોંધવા જેવી છે કે જ્યારે મેન્ડેલીફે તેમનું આવર્તકોષ્ટક વિકસાયું ત્યારે રસાયણવિજ્ઞાનીઓને પરમાણુના અંતરિક બંધારણ વિશે જાગ્રાતારી નહોંતી. તેમ છતાં વીસમી સદીની શરૂઆત, અવપરમાણીય ક્ષણો અંગેના સિદ્ધાંતોનો ઉંડાણપૂર્વક વિકાસ થયાની સાક્ષી પૂરે છે. 1913માં અંગ્રેજ ભૌતિકવિજ્ઞાની હેન્રી મોસેલેએ (Henry Moseley) તત્ત્વોના ક્ષ-કિરણ વર્ણપટ લાક્ષણિકતામાં નિયમિતતા જોઈ હતી. તેમણે \sqrt{n} (જ્યાં n ઉત્સર્જિત ક્ષ-કિરણોની આવૃત્તિ છે.) વિરુદ્ધ પરમાણીય-ક્રમાંક(Z)નો આલેખ દોર્યો, જે સીધી રેખા સ્વરૂપે મળ્યો પણ \sqrt{n} વિરુદ્ધ પરમાણીયતારનો આલેખ સીધી રેખા સ્વરૂપે ન મળ્યો. આ પરથી મોસેલેએ દર્શાવ્યું કે તત્ત્વના પરમાણીયતાર કરતાં પરમાણીય-ક્રમાંક વધુ મૂળતૂત ગુણધર્મ છે. આના આધારે મેન્ડેલીફના આવર્ત નિયમમાં સુધારો કરવામાં આવ્યો, જેને આધુનિક આવર્ત નિયમ કહે છે. તેને આ પ્રમાણે રજૂ કરી શકાય છે.

તત્ત્વોના ભૌતિક અને રસાયણિક ગુણધર્મો તેના પરમાણીય-ક્રમાંકના આવર્તનીય વિધેયો છે.

આવર્ત નિયમ દ્વારા કુદરતમાંથી મળી આવતા 94 જેટલા તત્ત્વોમાં નોંધનીય સમાનતા જોવા મળી (એક્ટિનિયમ અને પ્રોટેક્ટિનિયમની જેમ નેચ્યુનિયમ અને પ્લુટોનિયમ પણ પીચબ્લેન્ડ કે જે યુરેનિયમની કાચી ધાતુ છે તેમાંથી મળી આવ્યા). જેથી અકાર્બનિક રસાયણવિજ્ઞાનને પ્રોત્સાહન મળ્યું અને ફૂત્રિમ અલ્યુઝ્વી તત્ત્વોની શોધ થઈ.

આપણે જાણીએ છીએ કે પરમાણીય-ક્રમાંક કેન્દ્રના વીજભાર જેટલો (એટલે કે પ્રોટોનની સંખ્યા) અથવા તટસ્થ પરમાણુમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા જેટલો હોય છે. જેનાથી ક્વોન્ટમ આંકની સાર્થકતા અને ઇલેક્ટ્રોનીય રચનાની આવર્તિતા સમજવી સરળ થઈ જાય છે. હાલમાં એ સ્વીકારવામાં આવ્યું છે કે આવર્ત નિયમ તત્ત્વો તથા તેના સંયોજનોના ભૌતિક અને રસાયણિક ગુણધર્મોનું પરિણામ છે કે જે તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના પર આધાર રાખે છે.

સમયાંતરે આવર્તકોષ્ટકના અનેક સ્વરૂપો વિચારાયા હતા. કેટલાક સ્વરૂપો તત્ત્વોની રસાયણિક પ્રક્રિયાઓ અને સંયોજકતા પર ભાર મૂકતા હતા. જ્યારે બીજા સ્વરૂપો તત્ત્વની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના પર ભાર મૂકતા હતા. તત્ત્વોના આવર્તકોષ્ટકના ‘વિસ્તૃત સ્વરૂપ’ તરીકે ઓળખાતું આધુનિક સ્વરૂપ (આકૃતિ 3.2) વ્યાપક રીતે ઉપયોગમાં લઈ શકાય તેવું છે. આવર્તકોષ્ટકમાં આડી હરોળને (જેને મેન્ડેલીફે શ્રેષ્ઠી કર્યું છે) આવર્ત કહેવામાં આવે છે અને ઉભા સંભને સમૂહ કહે છે. જે તત્ત્વોના પરમાણુઓની સૌથી બાધ્યતમ કક્ષામાં ઇલેક્ટ્રોનીય રચના સમાન જોવા મળે છે તેમને આવર્તકોષ્ટકના ઉભા સંભોમાં ગોઠવવામાં આવે છે કે જે સમૂહ (group) અથવા ફુંડંબ (family) તરીકે ઓળખાવા લાગ્યા હતા. IUPACની ભલામણ મુજબ જૂની પદ્ધતિ પ્રમાણે સમૂહોને આપેલા નંબરો IA...VII A, VIII, IB...VII B અને 0ને સ્થાને 1 થી 18 નંબર આપવામાં આવ્યા છે.

આવર્તકોષ્ટકમાં કુલ સાત આવર્તો છે. આવર્તકમ, આવર્તમાં તત્ત્વનો મહત્તમ મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક (n) દર્શાવે છે. પ્રથમ આવર્તમાં બે તત્ત્વો છે, તે પછીના આવર્તોમાં અનુક્રમે 8, 8, 18, 18 અને 32 તત્ત્વો છે. સાતમો આવર્ત અપૂર્ણ આવર્ત છે. સૈદ્ધાંતિક રીતે (ક્વોન્ટમઅંકના આધારે) આ આવર્તમાં તત્ત્વોની સંખ્યા છઢા આવર્તની જેમ 32 છે. આવર્તકોષ્ટકના આ સ્વરૂપમાં છઢા અને સાતમા આવર્તના (અનુક્રમે લેન્થેનાઈડ તત્ત્વો અને એક્ટિનાઈડ તત્ત્વો) 14-14 તત્ત્વોને નીચે અલગથી દર્શાવેલા છે.*

3.4 100થી વધુ પરમાણીય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વોનું નામકરણ (Nomenclature of Elements with Atomic Numbers > 100)

અગાઉ તત્ત્વોનું નામકરણ પરંપરાગત પદ્ધતિ મુજબ જે-તે તત્ત્વના શોધકના (કે શોધકોના) નામ પરથી કરવામાં આવતું હતું તથા IUPAC દ્વારા તે નામને સમર્થન આપી મંજૂર રાખવામાં આવતું હતું, પરંતુ છેલ્લા કેટલાંક સમયમાં આ મુદ્દા પર વિવાદ થયેલો જોવા મળ્યો છે. ઉંચા પરમાણીય-ક્રમાંકવાળા નવા તત્ત્વ એટલા અસ્થાયી હોય છે કે તેમની નજીવી માત્રા (અને ક્યારેક-ક્યારેક તો કેટલાક પરમાણુ માત્ર જ) જ પ્રાપ્ત

* જેણ ટી સીબોર્ગના કાર્બની શરૂઆત વીસમી સદીના મધ્યભાગમાં (1940) પ્લુટોનિયમની શોધથી થઈ હતી. બાદમાં બધા અનુયુરેનિયમ તત્ત્વોને (94 થી 102) આવર્તકોષ્ટકાં પુનઃ ગોઠવી એક્ટિનોઈડ્સને લેન્થેનોઈડ્સની નીચે રાખવામાં આવ્યા. 1951માં સીબોર્ગને તેના કાર્બ માટે રસાયણવિજ્ઞાનનો નોબેલ પુરસ્કાર એનાયત કરવામાં આવ્યો હતો. વિજ્ઞાની સીબોર્ગને સન્માન આપવા તત્ત્વ 106નું નામ સીબોર્ગિયમ (Sg) રાખવામાં આવ્યું છે.

પ્રતિનિધિ તત્ત્વો		અભૂત ક્રમાંક		1		H 1s ¹	
1	2	1	2	3	4	3	2
2	Li	B	Be	2s ¹	2s ²		
11	12	Ti	V	3	4	5	6
3	Na	Mg	Sc	III A	IV A	V A	VIIA
19	20	Ca	Ca	21	22	23	24
4	K	4s ²	4s ²	3d ² 4s ²	3d ² 4s ¹	3d ⁵ 4s ²	3d ⁵ 4s ¹
37	38	Rb	Sr	39	40	41	42
5	5s ¹	5s ²	5s ²	Zr	Nb	Mo	Tc
55	56	Cs	Ba	4d ² 5s ²	4d ² 5s ¹	4d ⁵ s ²	4d ⁵ s ¹
6	6s ²	6s ²	6s ²	Hf	Ta	W	Re
87	88	Fr	Ra	4f ¹⁴ 5d ² 6s ²	4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ²	5d ³ 6s ²	5d ⁶ 6s ²
7	7s ¹	7s ²	7s ²	89	104	105	106

d સંક્રાતિ તત્ત્વો

અભૂત ક્રમાંક

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	0	2
2	Li	B	Be	2s ¹	2s ²	Ne													
11	12	Ti	V	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
3	Na	Mg	Sc	III A	IV A	V A	VIIA	Ar											
19	20	Ca	Ca	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
4	K	4s ²	4s ²	3d ² 4s ²	3d ² 4s ¹	3d ⁵ 4s ²	3d ⁵ 4s ¹	3d ⁸ 4s ²	3d ⁸ 4s ¹	3d ¹⁰ 4s ²	3d ¹⁰ 4s ¹	3d ¹⁰ 4s ²	3d ¹⁰ 4s ¹	4s ² 4p ¹	4s ² 4p ²	4s ² 4p ³	4s ² 4p ⁴	4s ² 4p ⁵	4s ² 4p ⁶
37	38	Rb	Sr	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
5	5s ¹	5s ²	4d ² 5s ²	4d ² 5s ¹	4d ⁵ s ²	4d ⁵ s ¹	4d ⁵ s ²	4d ⁵ s ¹	4d ¹⁰	Pd	Ag	Cd	In	Sb	Te	I	Xe	5s ² 5p ¹	
55	56	57	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	
6	6s ²	6s ²	6s ²	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	5s ² 6p ⁶
87	88	89	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	Og
7	7s ¹	7s ²	6d ⁷ s ²	5f ⁶ d ⁷ s ²	5f ⁶ d ⁷ s ¹	5f ⁶ d ⁷ s ²	5f ⁶ d ⁷ s ¹	5f ⁶ d ⁷ s ²	5f ⁶ d ⁷ s ¹	5f ⁶ d ⁷ s ²	5f ⁶ d ⁷ s ¹	5f ⁶ d ⁷ s ²	5f ⁶ d ⁷ s ¹	5f ⁶ d ⁷ s ²	5f ⁶ d ⁷ s ¹	5f ⁶ d ⁷ s ²	5f ⁶ d ⁷ s ¹	5f ⁶ d ⁷ s ²	5f ⁶ d ⁷ s ¹

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	0	2
2	Li	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Dy	Tb	Ho	Er	Tm	Yb	Lu					
11	12	4f ¹⁴ 5d ⁶ s ²																	
3	Na	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103					
4	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr					

f - આંતર સંક્રાતિ તત્ત્વો

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71						
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Dy	Tb	Ho	Er	Tm	Yb	Lu						
4f ¹⁴ 5d ⁶ s ²																			
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103						
** એક્ટિવોન્સ																			
5f ¹⁴ 6d ⁷ s ²																			

આકૃતિ 3.2 તત્ત્વોના આદક્ષેપકનું વિસ્તૃત સ્વરૂપ તત્ત્વોના પરમાજીવીથી-ક્રમાંક અને તેમણીં ધરા અદરશાની બાબુ દેલેક્ટોન્ટાથી રચાયા હતા. IUPAC એ 1984માં કેવી ભદ્રામણું મુજબ સમૃદ્ધિને 1-18 નંબરો આપેલા છે. આ નવી સંક્રાત પદ્ધતિ જૂની નંબરો આપવાની પદ્ધતિ IA-VIIA, VIII, IB-VIIB અને 0ને બદલે ઉપયોગમાં લેવાય છે.

થતી હોય છે. આ તત્ત્વોના સંશોધણ અને લાક્ષણિકતાના અભ્યાસ માટે મોંધા તથા આધુનિક સાધનો અને પ્રયોગશાળા આવશ્યક બને છે. વિશ્વની કેટલીક જ પ્રયોગશાળાઓમાં રૂપર્ધાની ભાવનાથી આવા કાર્ય થતા હોય છે. ક્યારેક-ક્યારેક વૈજ્ઞાનિકો નવા તત્ત્વ વિષેની વિશ્વસનીય માહિતી એકઠી કર્યા વિના તેની શોધ માટેનો દાવો કરવા લલચાતા હોય છે. ઉદાહરણ તરીકે અમેરિકા અને સોવિયેટ દેશના વૈજ્ઞાનિકોએ 104 પરમાણુવીય-કમાંકવાળા તત્ત્વની શોધ કર્યાના શ્રેય માટે દાવો કર્યો હતો. અમેરિકાના વૈજ્ઞાનિકોએ તેને રૂથરફોર્ડિયમ તથા સોવિયેટ દેશના વૈજ્ઞાનિકોએ તેને કુર્યાટોવિયમ નામ આપ્યું. આ પ્રકારની મુશ્કેલીઓને દૂર કરવા માટે IUPACએ સૂચયાં કે જ્યાં સુધી તત્ત્વની શોધ સિદ્ધ ન થઈ જાય અને નામનું સમર્થન અધિકૃત રીતે ન થઈ જાય ત્યાં સુધી તત્ત્વના પરમાણુવીય-કમાંકના આધારે 0 તથા 1 થી 9 સુધીના આંકડાના ઉપયોગથી સંખ્યાદર્શક શબ્દ સીધેસીધો નક્કી કરવામાં આવે. આ વિગત કોષ્ટક 3.4માં દર્શાવવામાં આવી છે.

કોષ્ટક 3.4 તત્ત્વોના IUPAC નામકરણ માટેની સંકેત પદ્ધતિ

અંક	નામ	દ્વંદ્વ રૂપ
0	nil	n
1	un	u
2	bi	b
3	tri	t
4	quad	q
5	pent	p
6	hex	h
7	sept	s
8	oct	o
9	enn	e

તત્ત્વના પરમાણુવીય-કમાંક જે અંકોના બનેલા હોય તે અંકોના કમમાં સંખ્યાદર્શક શબ્દ મૂકી ‘ઈયમ’ પ્રત્યે લગાવવાથી તત્ત્વનું નામ બને છે. કોષ્ટક 3.5માં 100થી વધુ પરમાણુવીય-કમાંકવાળા તત્ત્વોના નામકરણ દર્શાવેલા છે.

કોષ્ટક 3.5 100થી વધુ પરમાણુવીય-કમાંકવાળા તત્ત્વોનું નામકરણ

પરમાણુવીય-કમાંક	નામ	સંશા	IUPAC દ્વારા સ્વીકૃત નામ	IUPAC સંશા
101	Unnilunium	Unu	મેનેલિવિયમ	Md
102	Unnilbium	Unb	નોબેલિયમ	No
103	Unniltrium	Unt	લોરેન્સિયમ	Lr
104	Unnilquadium	Unq	રૂથર્ફોર્ડિયમ	Rf
105	Unnilpentium	Unp	ડુબનિયમ	Db
106	Unnilhexium	Unh	સીબોર્જિયમ	Sg
107	Unnilseptium	Uns	બોહ્રિયમ	Bh
108	Unniloctium	Uno	હાસિયમ	Hs
109	Unnilennium	Une	મેઠટનેરિયમ	Mt
110	Ununnillium	Uun	દરમ્સ્ટાદિયમ	Ds
111	Unununnum	Uuu	રોન્ટજેનિયમ	Rg
112	Ununbium	Uub	કોપરનિશિયમ	Cn
113	Ununtrium	Uut	નિહોનિયમ	Nh
114	Ununquadium	Uuq	ફ્લેરોવિયમ	Fl
115	Ununpentium	Uup	મોસ્કોવિયમ	Mc
116	Ununhexium	Uuh	લિવરમોરિયમ	Lv
117	Ununseptium	Uus	ટેનેસાઈન	Ts
118	Ununoctium	Uuo	ઓગનેશન	Og

* IUPAC દ્વારા નામકરણ કરવાનું બાકી છે.

આ રીતે નવા તત્ત્વને શરૂઆતમાં અસ્થાયી નામ અને ત્રણ અક્ષરોવાળી સંજ્ઞા આપવામાં આવે છે. ત્યારબાદ પ્રત્યેક દેશના IUPAC પ્રતિનિધિના મતદાનથી સ્થાયી નામ તથા સંજ્ઞા આપવામાં આવે છે. તત્ત્વના સ્થાયી નામમાં તેની શોધ થઈ હોય તે દેશ(અથવા જે-ને દેશનું રાજ્ય)નું નામ અથવા કોઈ પ્રસિદ્ધ વૈજ્ઞાનિકને બિરદાવવા તેનું નામ જોડવામાં આવે છે. અત્યાર સુધીમાં 118 પરમાણુવીય-કમાંક સુધીના તત્ત્વોની શોધ થયેલી છે. બધા તત્ત્વોના અધિકૃત નામ IUPAC દ્વારા જાહેર કરવામાં આવ્યા છે.

કોષ્ટો 3.1

120 પરમાણુવીય-કમાંકવાળા તત્ત્વના IUPAC નામ તથા સંજ્ઞા શું થશે ?

ઉકેલ :

કોષ્ટક 3.4 મુજબ 1, 2 તથા 0 અંકો માટે સંખ્યાદર્શક શબ્દ અનુકૂમે un, bi તથા nil થશે. તેથી 120 પરમાણુવીય-કમાંકવાળા તત્ત્વનું નામ Unbinilium અને સંજ્ઞા Ubn થશે.

3.5 તત્ત્વોની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના અને આવર્તકોષ્ટક (Electronic Configuration of Elements and the Periodic Table)

અગાઉના એકમમાં આપણે એ જાણ્યું કે કોઈ પરમાણુમાં ઈલેક્ટ્રોનની ઓળખ ચાર કવોન્ટમ આંકથી થઈ શકે છે. મુખ્ય કવોન્ટમ આંક (n) પરમાણુની મુખ્ય શક્તિ સ્તર કે જેને 'કોશ' (shell) કહે છે તેને દર્શાવે છે. આપણે એ પણ જાણ્યું કે પરમાણુમાં ઈલેક્ટ્રોન કેવી રીતે પેટાકોશમાં ભરાય છે કે જેને આપણે s, p, d, f કક્ષકો કહીએ છીએ. પરમાણુમાં ઈલેક્ટ્રોનના વિતરણને તેની 'ઈલેક્ટ્રોનીય રચના' કહે છે. કોઈ તત્ત્વનું આવર્તકોષ્ટકમાં સ્થાન તેમાં છેલ્લે ભરાનાર કક્ષકના કવોન્ટમ આંક દર્શાવે છે. આ બાગમાં આપણે તત્ત્વોની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના અને આવર્તકોષ્ટકના વિસ્તૃત સ્વરૂપ વચ્ચેના સંબંધને જાણીશું.

(a) આવર્તમાં ઈલેક્ટ્રોનીય રચના :

આવર્તકમ બાધતમ કક્ષા અથવા સંયોજકતા કોશ માટે ગાનું મૂલ્ય દર્શાવે છે. જેમ આવર્તકમ વધતો જાય તેમ મુખ્ય શક્તિ સ્તરનું મૂલ્ય વધતું જાય છે ($n = 1, n = 2$ વગેરે). એવું જોવા મળે છે કે પ્રત્યેક આવર્તમાં તત્ત્વોની સંખ્યા, ભરાનાર શક્તિ સ્તરમાં ઉપલબ્ધ પરમાણુવીય કક્ષકોની સંખ્યાથી બમળી હોય

છે. આ પ્રમાણે પ્રથમ આવર્તની ($n = 1$) શરૂઆત નીચેલા શક્તિ સ્તર (1s) ભરાવાથી થાય છે. તેમાં બે તત્ત્વો હાઇડ્રોજન ($1s^1$) અને હિલિયમ ($1s^2$) હોય છે. આ રીતે પ્રથમ કોશ (K કોશ) પૂર્ણ થાય છે. બીજા આવર્તની ($n = 2$) શરૂઆત લિથિયમથી થાય છે જેમાં ગ્રીજો ઈલેક્ટ્રોન 2s કક્ષકમાં પ્રવેશે છે. પછીના તત્ત્વ બેરિલિયમમાં ચાર ઈલેક્ટ્રોન હાજર હોય છે. તેની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના $1s^2 2s^2$ છે, ત્યારબાદ બોરોન તત્ત્વથી શરૂ કરીને જ્યારે આપણે નિયોન તત્ત્વ સુધી પહોંચીએ છીએ ત્યારે $2p$ કક્ષક ઈલેક્ટ્રોનથી સંપૂર્ણપણે ભરાઈ જાય છે. આ પ્રમાણે L કોશ નિયોન ($2s^2 2p^6$) તત્ત્વની સાથે પૂર્ણ થાય છે. આમ, બીજા આવર્તમાં તત્ત્વોની સંખ્યા આઠ હોય છે. આવર્તકોષ્ટકમાં ગ્રીજા આવર્તની ($n = 3$) શરૂઆત સોડિયમ તત્ત્વથી થાય છે. જેમાં ઈલેક્ટ્રોન 3s કક્ષકમાં ભરાય છે. બાદમાં 3s અને 3p કક્ષકોમાં ઈલેક્ટ્રોન ભરાવાથી ગ્રીજા આવર્તમાં તત્ત્વોની સંખ્યા સોડિયમથી આર્ગોન સુધી કુલ આઠ થાય છે. ચોથા આવર્તની ($n = 4$) શરૂઆત પોટેશિયમ તત્ત્વથી - 4s કક્ષક ભરાવાની શરૂઆત સાથે થાય છે. અહીં એ વાત મહત્વની છે કે 4p કક્ષક ભરાવાની પહેલા 3d કક્ષક ભરાવાનું શરૂ થાય છે, જે શક્તિની દાઢીએ અનુકૂળ છે. આ રીતે આપણને તત્ત્વોની 3d સંકંતિ શ્રેષ્ઠી (3d transition series) પ્રાપ્ત થાય છે. આ સ્કેન્ટિયમ ($Z = 21$)થી શરૂ થાય છે, જેની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના $3d^1 4s^2$ થાય છે. 3d કક્ષક જિંક (Z = 30) આગળ સંપૂર્ણપણે ભરાઈ જાય છે, જેની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના $3d^{10} 4s^2$ છે. ચોથો આવર્ત 4p કક્ષકો ભરાવાની સાથે કિપ્ટોન આગળ સમાપ્ત થાય છે. ચોથા આવર્તમાં કુલ 18 તત્ત્વો હોય છે. પાંચમો આવર્ત ($n = 5$) રૂબિયમથી શરૂ થાય છે, જે ચોથા આવર્તને સમાન છે. 4d સંકંતિ શ્રેષ્ઠી (4d transition series) પદ્રિયમથી શરૂ થાય છે. આ આવર્ત 5p કક્ષકો ભરાવાની સાથે ઐનોન આગળ સમાપ્ત થાય છે. છઠા આવર્તમાં ($n = 6$) 32 તત્ત્વો હોય છે. આમ આગળને આગળ ઈલેક્ટ્રોન 6s, 4f, 5d તથા 6p કક્ષકોમાં ભરાય છે. 4f કક્ષકો ભરાવાની શરૂઆત સીરિયમથી ($Z = 58$) થઈને લ્યુટેશિયમ ($Z = 71$) આગળ પૂર્ણ થાય છે. તેને 4f આંતર સંકંતિ શ્રેષ્ઠી અથવા લેન્થેનોઇડ શ્રેષ્ઠી (Lanthanoid series) કહેવાય છે. સાતમો આવર્ત ($n = 7$), છઠા આવર્તને સમાન છે. જેમાં ઈલેક્ટ્રોન આગળને આગળ 7s, 5f, 6d અને 7p કક્ષકમાં ભરાય છે. આમાં મોટા ભાગના માનવનિર્ભિત રેઝિયોસક્રિય તત્ત્વો સમાવિષ્ટ છે. સાતમો આવર્ત 118 પરમાણુવીય-કમાંકવાળા તત્ત્વની શોધ સાથે પૂર્ણ થશે, આ તત્ત્વ ઉમદા વાયુ સમૂહનું હશે. ઓક્ટિનિયમ ($Z = 89$)ની પછી

5f કક્ષક ભરાવાના કારણે 5f આંતરસંકાંતિ શ્રેષ્ઠી પ્રાપ્ત થાય છે, જેને ઓક્ટિનોઈડ શ્રેષ્ઠી (Actinoid series) કહેવાય છે. 4f અને 5f આંતરસંકાંતિ શ્રેષ્ઠીઓને આવર્તકોઝકના મુખ્ય ભાગની બહાર રાખવામાં આવી છે, જેથી તેમના બંધારણને જાળવી શકાય અને સાથે સાથે સમાન ગુણવર્ધ્મનવાળા તત્ત્વોને એક જ સ્તરમાં રાખીને વર્ગીકરણના સિદ્ધાંતનું પણ પાલન કરી શકાય.

કોયડો 3.2

આવર્તકોઝકના પાંચમા આવર્તમાં 18 તત્ત્વો હોય છે, તેને તમે કેવી રીતે સમજાવશો ?

ઉકેલ :

જ્યારે $n = 5$ તથા $l = 0, 1, 2, 3$ હોય ત્યારે પ્રાપ્ત કક્ષકો $4d, 5s$ અને $5p$ ની શક્તિનો ચડતો કમ $5s < 4d < 5p$ છે. આમ કુલ 9 કક્ષકો પ્રાપ્ત છે. જેમાં મહત્વમાં 18 ઈલેક્ટ્રોન ભરી શકાય છે. તેથી 5મા આવર્તમાં 18 તત્ત્વો હોય છે.

(b) સમૂહ પ્રમાણે ઈલેક્ટ્રોનીય રચના

એક જ સમૂહ અથવા ઊભા સ્તરમાં રહેલા તત્ત્વોની સંયોજકતા કોશની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના સમાન હોય છે. તેમની બાધકક્ષકોમાં ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા તથા ગુણવર્ધ્મન પણ સમાન હોય છે. ઉદાહરણ તરીકે સમૂહ 1ના તત્ત્વોની (આલ્કલી ધાતુઓ) સંયોજકતા કોશની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના ns^1 હોય છે, જે નીચે દર્શાવેલું છે.

પાયો પૂરો પાડે છે. આવર્ત કોઝકમાં ઊભા સ્તરમાં રહેલા તત્ત્વો એક સમૂહ અથવા કુટુંબની રચના કરે છે અને સમાન રાસાયણિક ગુણવર્ધ્મન દર્શાવે છે. આ સમાનતા એટલા માટે જોવા મળે છે કે તત્ત્વોની બાધતમ કક્ષામાં ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા અને વિતરણ એક જ પ્રકારે હોય છે. આ તત્ત્વોનું વર્ગીકરણ ચાર વિભાગો s, p, d અને f માં કરી શકાય છે. જેને બાબત પર આધાર રાખે છે કે કયા પ્રકારની પરમાણવીય કક્ષકો ઈલેક્ટ્રોન દ્વારા ભરાય છે. જેને આકૃતિ 3.3માં દર્શાવેલ છે. આ પ્રકારના વર્ગીકરણમાં બે અપવાદ જોવા મળે છે. પહેલો અપવાદ હિલિયમ છે. તેનું સ્થાન s -વિભાગમાં હોવું જોઈએ, પરંતુ આવર્તકોઝકમાં તેનું સ્થાન સમૂહ 18ના તત્ત્વો સાથે p -વિભાગમાં છે. તેનું વાજબીપણું એ આધાર પર છે કે હિલિયમનો સંયોજકતા કોશ પૂર્ણપણે ($1s^2$) ભરાયેલો છે, જેથી તે ઉમદા વાયુ તત્ત્વો જોવા લક્ષણો ધરાવે છે. બીજો અપવાદ હાઇડ્રોજનનો છે. જેમાં માત્ર એક s -ઈલેક્ટ્રોન છે. જેથી તેનું સ્થાન સમૂહ 1માં આલ્કલી ધાતુઓ સાથે હોવું જોઈએ. બીજી બાજુ તે એક ઈલેક્ટ્રોન સ્વીકારીને ઉમદા વાયુ તત્ત્વની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના પ્રાપ્ત કરી શકે છે. આ રીતે તેનું વર્તન સમૂહ 17ના (હેલોજન સમૂહ) તત્ત્વોની જેમ હોઈ શકે છે. આમ, હાઇડ્રોજનને વિશિષ્ટ કિર્સો ગણીને આવર્તકોઝકમાં સૌથી ઉપર અલગ સ્થાન આકૃતિ 3.2 અને 3.3માં દર્શાવ્યા મુજબ આપવામાં આવ્યું છે. હવે આપણે આવર્તકોઝકમાં દર્શાવ્યા મુજબના ચાર પ્રકારના તત્ત્વોના

પરમાણવીય-ક્રમાંક	સંશા	ઈલેક્ટ્રોનીય રચના
3	Li	$1s^2 2s^1$ (અથવા) [He]2s ¹
11	Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ (અથવા) [Ne]3s ¹
19	K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ (અથવા) [Ar]4s ¹
37	Rb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$ (અથવા) [Kr]5s ¹
55	Cs	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$ (અથવા) [Xe]6s ¹
87	Fr	[Rn]7s ¹

આ રીતે તે બાબત સ્પષ્ટ થાય છે કે કોઈ પણ તત્ત્વના ગુણવર્ધ્મન તેના પરમાણવીય-ક્રમાંક પર આધારિત હોય છે નહિ કે તેના સાપેક્ષ પરમાણવીય-દળ પર.

3.6 ઈલેક્ટ્રોનીય રચના અને તત્ત્વોના પ્રકાર :

s-, p-, d-, f- વિભાગો (Electronic Configurations and Types of Elements : s-, p-, d-, f- Blocks)

આઉફબાઉ (કમશા: ગોઠવણી થવી) સિદ્ધાંત અને પરમાણુઓની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના આવર્તી વર્ગીકરણનો સૈધ્યાંતિક

મુખ્ય લક્ષણોની ચર્ચા કરીશું. આ તત્ત્વો વિશેની વિશેષ ચર્ચા બાદમાં કરીશું. તેમના લક્ષણોની ચર્ચા કરવા માટે જે પારિભ્રાણ શબ્દોનો ઉપયોગ કરવામાં આવ્યો છે, તેનું વર્ગીકરણ મુદ્રા નં. 3.7માં કરવામાં આવ્યું છે.

3.6.1 s-વિભાગના તત્ત્વો (The s-Block Elements)

સમૂહ-1ના તત્ત્વો (આલ્કલી ધાતુઓ) અને સમૂહ-2ના તત્ત્વોની (આલ્કલાઈન અર્થ ધાતુઓ) બાધતમ કક્ષામાં સામાન્ય ઈલેક્ટ્રોનીય રચના કમશા: ns^1 અને ns^2 છે. આ બંને સમૂહોને આવર્તકોઝકમાં s-વિભાગમાં દર્શાવેલા છે. તેઓ સક્રિય ધાતુઓ

છે. તેમની આયનીકરણ અન્યાંત્રીનું મૂલ્ય ઓછું હોય છે. આ તત્ત્વો સરળતાપૂર્વક બાધ્યતમ ઈલેક્ટ્રોન ગુમાવીને $1+$ આયન (આલ્કલી ધાતુઓના ડિસ્સામાં) કે $2+$ આયન (આલ્કલાઈન અર્થ ધાતુઓના ડિસ્સામાં) બનાવે છે. સમૂહમાં ઉપરથી નીચેની તરફ જતા આ ધાતુઓના ધાત્વીય લક્ષણ અને પ્રતિક્રિયાત્મકતામાં વધારો થાય છે. વધુ પ્રતિક્રિયાત્મકતા હોવાના કારણો તેઓ કુદરતમાં શુદ્ધ સ્વરૂપે મળતા નથી. લિથિયમ અને બેરિલિયમ સિવાયના d -વિભાગના તત્ત્વોના સંયોજનો મુખ્યત્વે આયનીય હોય છે.

3.6.2 p -વિભાગના તત્ત્વો (The p -Block Elements)

આવર્તકોષ્ટકમાં p -વિભાગમાં સમૂહ 13-18 સુધીના તત્ત્વોનો સમાવેશ થાય છે. d -વિભાગ અને p -વિભાગના તત્ત્વોને સંયુક્ત રીતે પ્રતિનિધિ તત્ત્વો (Representative Elements) અથવા મુખ્ય સમૂહ તત્ત્વો (Main Group Elements) કહે છે. p -વિભાગમાં દરેક આવર્તમાં તત્ત્વોની બાધ્યતમ ઈલેક્ટ્રોનીય રચના ns^2np^1 થી ns^2np^6 સુધી બદલાતી રહે છે. દરેક આવર્ત ઉમદા વાયુ તત્ત્વની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના ns^2np^6 થી સમાપ્ત થાય છે. ઉમદા વાયુ તત્ત્વોમાં સંયોજકતા કોશની બધી કક્ષકો ઈલેક્ટ્રોનથી પૂર્ણ ભરાયેલી હોય છે. જેમાંથી ઈલેક્ટ્રોનને દૂર કરીને કે ઉમેરીને આ સ્થાયી અવસ્થાને બદલવી બહુ મુશ્કેલ છે. તેથી ઉમદા વાયુ તત્ત્વોની પ્રતિક્રિયાત્મકતા બહુ જ ઓછી હોય છે. ઉમદા વાયુ સમૂહ રહેલા અધાતુઓના રાસાયણિક રીતે બે અગત્યના સમૂહો હોય છે. આ સમૂહો તરીકે 17માં સમૂહના હેલોજન તત્ત્વો (Halogens) અને 16માં સમૂહના ચાલ્કોજન તત્ત્વો (Chalcogens) હોય. આ બંને સમૂહોના તત્ત્વો ઉચ્ચ ઋણ ઈલેક્ટ્રોનપ્રાપ્તિ અન્યાંત્રીય ધરાવે છે. આ તત્ત્વો સરળતાથી અનુકૂમે એક અથવા બે ઈલેક્ટ્રોન સ્વીકારીને ઉમદા વાયુ તત્ત્વ જેવી સ્થાયી ઈલેક્ટ્રોનીય રચના પ્રાપ્ત કરે છે. આવર્તમાં ડાબીથી જમણી બાજુ તરફ જતાં અધાત્વીય લક્ષણમાં વધારો થાય છે, તથા સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં ધાત્વીય લક્ષણમાં વધારો થાય છે.

3.6.3 d -વિભાગના તત્ત્વો (સંકાંતિ તત્ત્વો) (The d -Block Elements) (Transition Elements)

આવર્તકોષ્ટકની મધ્યમાં રહેલા સમૂહ 3 થી 12ના તત્ત્વોને d -વિભાગના તત્ત્વો કહે છે. આ વિભાગના તત્ત્વોની ઓળખ તેની આંતરિક d -કક્ષકોમાં ઈલેક્ટ્રોન ભરાવાને આધારે કરી શકાય છે. આ કારણથી જ તેઓ d -વિભાગના તત્ત્વ કહેવાય છે. આ તત્ત્વોની સામાન્ય ઈલેક્ટ્રોનીય રચના $(n - 1)d^{1-10}ns^2$ હોય. આ બધા તત્ત્વો ધાતુઓ હોય. તેઓ મુખ્યત્વે રંગીન આયન બનાવે છે તથા જુદી જુદી સંયોજકતા (ઓક્સિડેશન અવસ્થા) ધરાવે છે અને અનુચૂબકીય ગુણ દર્શાવે છે. તેઓ કેટલીકવાર ઉદ્દીપક તરીકે પણ વપરાય

છે. જો કે Zn, Cd અને Hg ની સામાન્ય ઈલેક્ટ્રોનીય રચના $(n - 1)d^{10}ns^2$ હોવા છતાં તે ધાતુઓ સંકાંતિ તત્ત્વોના ઘણા લક્ષણો ધરાવતી નથી. d -વિભાગના તત્ત્વો રાસાયણિક રીતે વધુ સક્રિય એવા d -વિભાગના તત્ત્વો અને ઓછા સક્રિય એવા સમૂહ-13 અને સમૂહ-14ના તત્ત્વો વચ્ચે એક પ્રકારના સેતુ તરીકે કાર્ય કરે છે. તેથી જ d -વિભાગના તત્ત્વોને ‘સંકાંતિ તત્ત્વો’ કહે છે.

3.6.4 f -વિભાગના તત્ત્વો (આંતર સંકાંતિ તત્ત્વો) (The f -Block Elements) (Inner-Transition Elements)

આવર્તકોષ્ટકના તણિયે જે બે આડી હરોળમાં તત્ત્વોને રાખવામાં આવ્યા છે તે પૈકીના $Ce(Z = 58) - Lu(Z = 71)$ તત્ત્વોને લેન્થેનોઇડ્સ અને $Th(Z = 90) - Lr(Z = 103)$ તત્ત્વોને એક્ટિનોઇડ્સ કહે છે. આ શ્રેષ્ઠીના તત્ત્વોની ઓળખ તેમની સામાન્ય ઈલેક્ટ્રોનીય રચના $(n - 2)f^{1-14}$ $(n - 1)d^{0-1}ns^2$ દ્વારા થાય છે. આ તત્ત્વોમાં છેલ્લો ઈલેક્ટ્રોન f -કક્ષકોમાં ભરાય છે, જેથી આ બે શ્રેષ્ઠીના તત્ત્વો f -વિભાગના તત્ત્વો (આંતરસંકાંતિ તત્ત્વો) કહેવાય છે. આ બધા તત્ત્વો ધાતુઓ હોય. દરેક શ્રેષ્ઠીમાં તત્ત્વોના ગુણધર્મો લગભગ સમાન હોય છે. એક્ટિનોઇડ શ્રેષ્ઠીના શરૂઆતના તત્ત્વોની એકથી વધુ સંભવિત ઓક્સિડેશન અવસ્થાઓને કારણે આ તત્ત્વોનું રસાયણવિજ્ઞાન તેમને અનુરૂપ લેન્થેનોઇડ શ્રેષ્ઠીના તત્ત્વો કરતા વધુ જટિલ હોય છે. એક્ટિનોઇડ શ્રેષ્ઠીના તત્ત્વો રેઝિયોસક્રિય હોય છે. ઘણા એક્ટિનોઇડ તત્ત્વોને કેન્દ્રીય પ્રક્રિયાઓ દ્વારા નેનોગ્રામ કે તેનાથી ઓછા પ્રમાણમાં પ્રાપ્ત કરવામાં આવ્યા છે. આ તત્ત્વોના રસાયણવિજ્ઞાનનો અભ્યાસ પૂર્ણ રીતે થઈ શક્યો નથી. યુરેનિયમ પણીના તત્ત્વોને અનુયુરેનિયમ તત્ત્વો કહેવાય છે.

કોયડો 3.3

પરમાણવીય-કમાંક $Z = 117$ અને 120વાળા તત્ત્વોની શોધ હજુ સુધી થઈ શકી નથી. આ તત્ત્વોનું સ્થાન આવર્તકોષ્ટકમાં કયા સમૂહમાં હોવું જોઈએ અને આ બંને તત્ત્વોની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના શું હશે તે જણાવો.

ઉકેલ :

આકૃતિ 3.2માં દર્શાવ્યા મુજબ સ્પષ્ટ છે કે પરમાણવીય-કમાંક $Z = 117$ વાળા તત્ત્વનું સ્થાન આવર્તકોષ્ટકમાં હેલોજન સમૂહ (સમૂહ 17)માં At ની નીચે હશે તથા તેની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના $[Rn]5f^{14}6d^{10}7s^27p^5$ હશે. પરમાણવીય-કમાંક $Z = 120$ વાળા તત્ત્વનું સ્થાન સમૂહ 2માં (આલ્કલાઈન અર્થ ધાતુઓ) Ra ની નીચે હશે તથા તેની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના $[Uuo]8s^2$ હશે.

3.6.5 ધાતુઓ, અધાતુઓ અને ઉપધાતુઓ (Metals, Non-metals and Metalloids)

તત્ત્વોના *s*, *p*, *d*- અને *f*-વિભાગમાં વર્ગીકરણ ઉપરાંત તેઓના ગુણધર્મોના આધારે તેમનું મુખ્યત્વે ધાતુઓ અને અધાતુઓમાં વર્ગીકરણ (આકૃતિ 3.3) કરી શકાય છે. જાણીતા તત્ત્વો પૈકી 78 ટકાથી વધુ તત્ત્વો ધાતુઓ છે, જે આવર્તકોષ્ટકમાં ડાબી બાજુ દર્શાવેલા છે. ધાતુઓ સામાન્ય રીતે ઓરડાના તાપમાને ઘનસ્વરૂપમાં હોય છે. [પારો તેનો અપવાદ છે, ગેલિયમ અને સીજિયમના ગલનબિંદુ પણ ખૂબ જ નીચાં (અનુક્રમે 303 K અને 302 K છે) છે]. સામાન્ય રીતે ધાતુઓના ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ ઊચા હોય છે. તેઓ ઉખા સુવાહક અને વીજસુવાહક હોય છે. તેઓ ટિપાઉપણા (હથોડા વડે ટીપાઈને પાતળા પતરા બની શકવાનો ગુણ) અને તણાવપણાનો (જેમાંથી તાર બેંચાઈ શકવાનો ગુણ) ગુણધર્મ ધરાવે છે. અધાતુઓ આવર્તકોષ્ટકમાં જમણી બાજુએ ઉપરની તરફ હોય છે. સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં તત્ત્વોમાં ધાત્વીય ગુણધર્મ વધે છે અને આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતાં તત્ત્વોમાં ધાત્વીય ગુણધર્મ ઘટે છે. અધાતુઓ ઓરડાના તાપમાને ઘન અથવા વાયુ સ્વરૂપે હોય છે. તેના ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ નીચાં હોય છે (બોરોન અને કાર્બન અપવાદ છે). તે ઉખા અવાહક અને વિદ્યુત અવાહક હોય છે. મોટા ભાગની અધાતુઓ બરડ હોય છે. તે ટિપાઉપણા કે તણાવપણાનો ગુણધર્મ ધરાવતા નથી. આવર્તકોષ્ટકમાંના સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં તત્ત્વોમાં ધાત્વીય ગુણધર્મ વધે છે અને આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતાં અધાત્વીય ગુણધર્મ વધે છે. તત્ત્વોમાં ધાત્વીયમાંથી અધાત્વીય ગુણધર્મમાં ફેરફાર એકાએક થતો નથી પણ આકૃતિ 3.3માં દર્શાવ્યા મુજબ જાડી સર્પાકાર (zigzag) રેખા મુજબ જોવા મળે છે. આ રેખાને અડોઅડ આવેલા અને આવર્તકોષ્ટકમાં ગ્રાંસી રીતે આગળ વધતાં તત્ત્વો (દા.ત., સિલિકોન, જર્મનિયમ, આર્સનિક, એન્ટિમની અને ટેલુરિયમ) ધાતુઓ અને અધાતુઓ એમ બંનેના ગુણધર્મો દર્શાવે છે. તેથી આ તત્ત્વોને અર્ધધાતુ (semi-metals) અથવા ઉપધાતુઓ (metalloids) કહેવામાં આવે છે.

કોયડો 3.4

પરમાણુયાં-કમાંક અને આવર્તકોષ્ટકમાં સ્થાનને ધ્યાનમાં રાખીને નીચે દર્શાવેલા તત્ત્વોને તેમના ધાત્વીય ગુણધર્મોના ચડતા કમમાં ગોઠવો : Si, Be, Mg, Na, P

ઉકેલ :

આવર્તકોષ્ટકના સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં તત્ત્વોમાં ધાત્વીય ગુણધર્મ વધે છે તથા આવર્તમાં ડાબીથી જમણી

બાજુ તરફ જતાં ધાત્વીય ગુણધર્મ ઘટે છે. આ મુજબ આપેલા તત્ત્વોને તેના ધાત્વીય ગુણધર્મના ચડતા કમમાં નીચે મુજબ ગોઠવી શકાય : P < Si < Be < Mg < Na

3.7 તત્ત્વોના ગુણધર્મોમાં આવર્તી વલણ (Periodic Trends in Properties of Elements)

આવર્તકોષ્ટકમાં સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં અથવા આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતાં તત્ત્વોના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં ઘણી ભાતો (Pattern) જોવા મળે છે. દા.ત., એક જ આવર્તમાં, રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા વલણ સમૂહ 1ની ધાતુઓમાં વધુ, કોષ્ટકની મધ્યનાં તત્ત્વોમાં ઓછું અને સમૂહ 17ના અધાતુ તત્ત્વોમાં વધીને મહત્તમ જોવા મળે છે. તે જ પ્રમાણે પ્રતિનિષ્પિ ધાતુ તત્ત્વોના સમૂહમાં (જેમકે આલ્ફી ધાતુ) ઉપરથી નીચે તરફ જતાં પ્રતિક્રિયાત્મકતા વધે છે, જ્યારે અધાતુઓના સમૂહમાં (જેમકે હેલોજન તત્ત્વો) ઉપરથી નીચે તરફ જતાં પ્રતિક્રિયાત્મકતા ઘટતી જાય છે. તત્ત્વોના ગુણધર્મો શા માટે આવું વલણ ધરાવે છે ? ગુણધર્મોમાં આવર્તી વલણ કેવી રીતે સ્પષ્ટ કરી શકાય? આ બધા પ્રશ્નોના ઉત્તર માટે આપણે પરમાણુના બંધારણ અને પરમાણુના ગુણધર્મો તરફ ધ્યાન કેન્દ્રિત કરવું પડશે. આ ભાગમાં આપણે ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોની આવર્તિતાની ચર્ચા કરીશું અને તેમને ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા તથા શક્તિસ્તર સંદર્ભે સમજશું.

3.7.1 ભૌતિક ગુણધર્મોમાં આવર્તી વલણ (Trends in Physical Properties)

તત્ત્વોના અનેક ભૌતિક ગુણધર્મો જેવા કે ગલનબિંદુ, ઉત્કલનબિંદુ, ગલન ઉખા, બાધીભવન ઉખા, પરમાણુવીકરણ ઊર્જા વગેરે આવર્તી વલણ દર્શાવે છે, પરંતુ અહીં આપણે પરમાણવીય ત્રિજ્યા, આયનીય ત્રિજ્યા, આયનીકરણ એન્થાલ્પી, ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી અને વિદ્યુતઋણતામાં આવર્તી વલણોની ચર્ચા કરીશું.

(a) પરમાણુવીય ત્રિજ્યા (Atomic Radius)

તમે કલ્પના કરી શકો છો કે દાની ત્રિજ્યા માપવાની સરખામણીમાં પરમાણુનું કદ માપવું અતિ જટિલ છે. શું તમને તેનું કારણ ખબર છે ? તેનું કારણ એ છે કે પરમાણુનું કદ (તેની ત્રિજ્યા $\sim 1.2 \text{ \AA}$ એટલે $1.2 \times 10^{-10} \text{ મીટર}$ હોય છે.) અતિસૂક્ષ્મ છે. વળી, પરમાણુની ચારેબાજુ છવામેલા ઈલેક્ટ્રોન વાદળની કોઈ સ્પષ્ટ સીમા નક્કી નથી, તેથી પરમાણુનું કદ

ચોક્કસ રીતે માપી શકતું નથી. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો વ્યક્તિગત પરમાણુનું કદ માપવા કોઈ પ્રાયોગિક પદ્ધતિ નથી. તેમ છતાં સંયુક્ત અવસ્થામાં પરમાણુઓ વચ્ચેના અંતરને જાણવાથી પરમાણીય કદનો અંદાજ કાઢી શકાય છે. એક પ્રાયોગિક માર્ગ એ છે કે સહસંયોજક અણુઓમાં એકલ બંધથી જોડાયેલા બે અધાતીય પરમાણુઓના કેન્દ્રો વચ્ચેના અંતરની જાણકારીના આધારે સહસંયોજક ત્રિજ્યા (Covalent Radius) નક્કી કરી શકાય છે. દા.ત., ક્લોરિન અણુ(Cl_2)માં બંધ અંતર 198 pm છે. આ અંતરના અડધા મૂલ્યને (99 pm) ક્લોરિનની પરમાણીય ત્રિજ્યા તરીકે લેવામાં આવે છે. ધાતુઓમાં ધાતીય ત્રિજ્યાનું મૂલ્ય ધાતીય સ્ફટિકમાં પાસપાસેના બે પરમાણુકેન્દ્રો વચ્ચેના અંતરના અડધા મૂલ્ય જેટલું હોય છે. દા.ત., ઘન કોપરમાં બે સંલગ્ન કોપર પરમાણુ વચ્ચેનું અંતર 256 pm છે, તેથી કોપરની ધાતીય ત્રિજ્યા 128 pm વડે દર્શાવાય છે. સરળતા ખાતર આ પુસ્તકમાં આપણે સહસંયોજક ત્રિજ્યા કે ધાતીય ત્રિજ્યાને પરમાણીય ત્રિજ્યા વડે ઓળખીશું પડી તે તત્ત્વ અધાતું હોય કે ધાતુ હોય. પરમાણીય ત્રિજ્યા ક્ષ-કિરણ અથવા અન્ય વર્ગપટદર્શકીય (spectroscopic) પદ્ધતિઓ દ્વારા માપી શકાય છે.

કેટલાક તત્ત્વોની પરમાણીય ત્રિજ્યાના મૂલ્યો કોઈક 3.6માં દર્શાવેલા છે. અહીં બે પ્રકારના વલણો સ્પષ્ટ રીતે જોવા મળે છે. જેને આપણે ડેન્શિય વીજભાર અને શક્તિસર વડે

સમજાવી શકીએ છીએ. આકૃતિ 3.4(a)માં દર્શાવ્યા મુજબ બીજા આવર્તમાં ડાબીથી જમણી બાજુ તરફ જતા તત્ત્વોના પરમાણીય કદમાં ઘટાડો જોવા મળે છે. આમ થવાનું કારણ એ છે કે એક જ આવર્તમાં રહેલા તત્ત્વોમાં બાધ્યતમ ઈલેક્ટ્રોન એક જ સંયોજકતા કોશમાં હોય છે, પરંતુ પરમાણીય-કમાંક વધવાની સાથે તત્ત્વોમાં અસરકારક ડેન્શિય વીજભાર વધતો જાય છે, તેના પરિણામે બાધ્યતમ ઈલેક્ટ્રોનનું આકર્ષણ કેન્દ્ર તરફ વધતું જાય છે. તેથી પરમાણીય ત્રિજ્યા ઘટતી જાય છે. આકૃતિ 3.4(b)માં દર્શાવ્યા મુજબ આવર્તકોઈકના એક જ સમૂહ અથવા ઊભા સ્તંભોમાં પરમાણીય-કમાંક વધવાની સાથે પરમાણીય ત્રિજ્યામાં વધારો થાય છે. આલ્કલી ધાતુ સમૂહ અને ડેલોજન સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જઈએ તેમ મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક(n)નું મૂલ્ય વધતું જાય છે અને સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોન કેન્દ્રથી દૂર થતા જાય છે. આમ થવાનું કારણ એ છે કે આંતરિક શક્તિ સત્તરો ઈલેક્ટ્રોનથી ભરાયેલા હોય છે, જે ઢાલ સ્વરૂપે બાધ ઈલેક્ટ્રોન પર કેન્દ્રના આકર્ષણને ઘટાડે છે. તેથી પરમાણુનું કદ વધતું જાય છે એટલે કે પરમાણીય ત્રિજ્યા વધતી જાય છે.

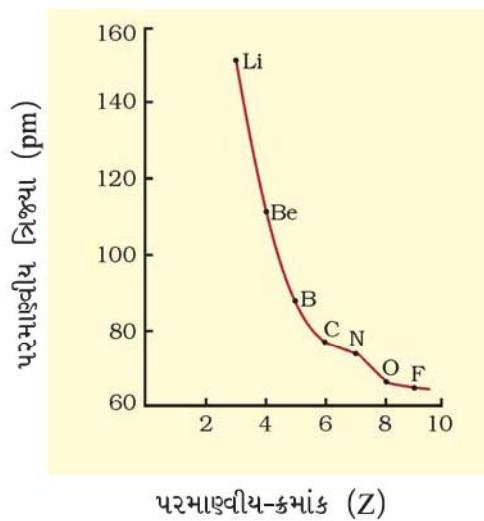
નોંધવા જેવું એ છે કે અહીં ઉમદા વાયુ તત્ત્વોની પરમાણીય ત્રિજ્યાનો વિચાર કરવામાં આવ્યો નથી. તેઓ એકલ પરમાણુ હોવાના કારણો તેમની (અબંધિત ત્રિજ્યા) ત્રિજ્યાનું મૂલ્ય બહુ જ વધારે હોય છે. તેથી ઉમદા વાયુ તત્ત્વોની ત્રિજ્યાની સરખામણી અન્ય તત્ત્વોની સહસંયોજક ત્રિજ્યા સાથે ન કરતા તેઓની વાન્ન ડર વાલ્સ ત્રિજ્યા સાથે કરવી જોઈએ.

કોઈક 3.6(a) આવર્તોમાં પરમાણીય ત્રિજ્યા (pm)

પરમાણુ (આવર્ત II)	Li	Be	B	C	N	O	F
પરમાણીય ત્રિજ્યા	152	111	88	77	74	66	64
પરમાણુ (આવર્ત III)	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
પરમાણીય ત્રિજ્યા	186	160	143	117	110	104	99

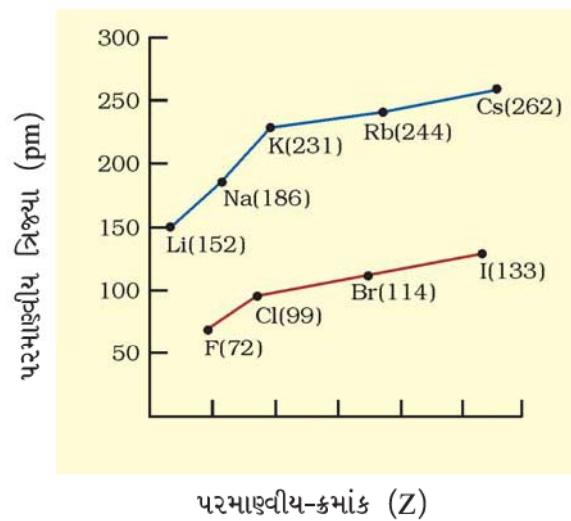
કોઈક 3.6(b) સમૂહોમાં પરમાણીય ત્રિજ્યા (pm)

પરમાણુ (સમૂહ I)	પરમાણીય ત્રિજ્યા	પરમાણુ (સમૂહ 17)	પરમાણીય ત્રિજ્યા
Li	152	F	64
Na	186	Cl	99
K	231	Br	114
Rb	244	I	133
Cs	262	At	140



પરમાણવીય-ક્રમાંક (Z)

આકૃતિ 3.4(a) બીજા આવર્તના તત્ત્વોમાં પરમાણવીય-ક્રમાંકની સાથે પરમાણવીય ત્રિજ્યામાં થતો ફેરફાર



પરમાણવીય-ક્રમાંક (Z)

આકૃતિ 3.4(b) આકલી ધાતુ અને હેલોજન સમૂહના તત્ત્વોમાં પરમાણવીય-ક્રમાંકની સાથે પરમાણવીય ત્રિજ્યામાં થતો ફેરફાર

(b) આયનીય ત્રિજ્યા (Ionic Radius)

સામાન્ય રીતે પરમાણુ ઈલેક્ટ્રોન ગુમાવીને ધન આયન અને ઈલેક્ટ્રોન મેળવીને ઋણ આયન બને છે. આયનીય સ્ફટિકોમાં ધન આયન અને ઋણ આયન વચ્ચેના અંતરના માપન દ્વારા આયનીય ત્રિજ્યા માપી શકાય છે. સામાન્ય રીતે તત્ત્વોની આયનીય ત્રિજ્યા, પરમાણવીય ત્રિજ્યા જેવું જ વલણ દર્શાવે છે. ધન આયન તેના જનક પરમાણુ (parent atom) કરતાં નાનો હોય છે. કારણ કે તેની પાસે ઓછા ઈલેક્ટ્રોન હોય છે, જ્યારે તેમનો કેન્દ્રીય વીજભાર તેટલો જ રહે છે. ઋણ આયનનું કદ તેના જનક પરમાણુ કરતા મોટું હોય છે. કારણ કે એક અથવા વધુ ઈલેક્ટ્રોન ઉમેરાવાના કારણે ઈલેક્ટ્રોન-ઈલેક્ટ્રોન વચ્ચે અપાકર્ષણ વધે છે અને અસરકારક કેન્દ્રીય વીજભાર ઘટે છે. દા.ત., ફ્લોરાઇડ આયન (F^-)ની આયનીય ત્રિજ્યા 136 pm છે, જ્યારે ફ્લોરિન પરમાણુની પરમાણવીય ત્રિજ્યા માત્ર 64 pm છે. બીજી તરફ સોડિયમ પરમાણુની પરમાણવીય ત્રિજ્યા 186 pm છે, જ્યારે સોડિયમ આયન (Na^+)ની આયનીય ત્રિજ્યા 95 pm છે.

કેટલાક પરમાણુઓ અને આયનોમાં ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા સમાન જોવા મળે છે. જે સમઈલેક્ટ્રોનનીય સ્પીસિઝ* (isoelectronic species) તરીકે ઓળખાય છે. દા.ત., O^{2-} , F^- , Na^+ અને Mg^{2+} માં ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા (10) સમાન છે, પણ તેમની ત્રિજ્યા જુદી જુદી છે. કારણ કે તેઓ જુદો જુદો કેન્દ્રીય વીજભાર ધરાવે છે. વધારે ધનવીજભાર ધરાવનાર

ધન આયનની ત્રિજ્યા નાની હોય છે. કારણ કે તેના ઈલેક્ટ્રોનનું કેન્દ્ર તરફ આકર્ષણ વધારે હોય છે, જ્યારે વધારે ઋણ વીજભાર ધરાવનાર ઋણ આયનની ત્રિજ્યાનું મૂલ્ય વધુ હોય છે, કારણ કે ઈલેક્ટ્રોન-ઈલેક્ટ્રોન વચ્ચેના અપાકર્ષણની અસર કેન્દ્રીય વીજભાર કરતા વધી જાય છે. તેથી આયનનું વિસ્તરણ થાય છે એટલે કે આયનીય કદ વધે છે.

કોયડો 3.5

નીચે જણાવેલી સ્પીસિઝમાં કોની ત્રિજ્યા મહત્તમ અને કોની ત્રિજ્યા ન્યૂનતમ હશે ?

Mg , Mg^{2+} , Al , Al^{3+}

ઉકેલ :

એક જ આવર્તના ડાબીથી જમણી બાજુ તરફ જતાં પરમાણવીય ત્રિજ્યાનું મૂલ્ય ઘટતું જાય છે. ધનાયનનું કદ તેના જનક પરમાણુથી નાનું હોય છે. સમઈલેક્ટ્રોનનીય સ્પીસિઝમાં વધારે કેન્દ્રીય વીજભાર ધરાવનાર સ્પીસિઝની ત્રિજ્યા નાની હોય છે.

આમ, મહત્તમ ત્રિજ્યાવાળી સ્પીસિઝ Mg તથા ન્યૂનતમ ત્રિજ્યાવાળી સ્પીસિઝ Al^{3+} હશે.

(c) આયનીકરણ એન્થાલ્પી (Ionization Enthalpy)

તત્ત્વોની ઈલેક્ટ્રોન ગુમાવવાની વૃત્તિના જથ્થાત્મક માપને આયનીકરણ એન્થાલ્પી વડે દર્શાવાય છે. ધરાવસ્થામાં રહેલા મુક્ત વાયુમય તરસ્થ પરમાણુ(X)માંથી એક ઈલેક્ટ્રોન દૂર કરવા માટેની જરૂરી ઊર્જાને આયનીકરણ એન્થાલ્પી કહે છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો તત્ત્વ X માટે પ્રથમ આયનીકરણ

* સમાન સંખ્યામાં પરમાણુઓ, સમાન સંખ્યામાં સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોન અને સમાન બંધારણ ધરાવતી બે કે વધારે સ્પીસિઝમાં સમાવિષ્ટ તત્ત્વો કે જેનો સ્વભાવ ગમે તે હોય.

એન્થાલ્પી, નીચેના સમીકરણમાં વર્ણવેલ પ્રક્રિયા માટેનો એન્થાલ્પી ફેરફાર ($\Delta_f H$) છે.

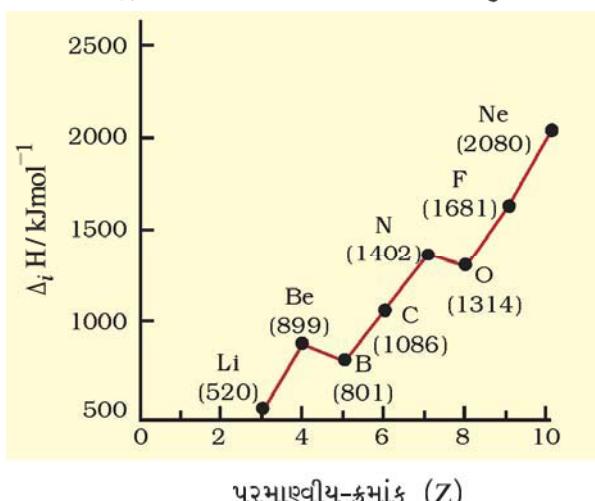


આધનીકરણ એન્થાલ્પીને kJ mol^{-1} એકમમાં દર્શાવાય છે. તત્ત્વમાંથી બીજો સૌથી નિર્બળ રીતે જોડાયેલો ઈલેક્ટ્રોન દૂર કરવા માટે જરૂરી ઊર્જાને દ્વિતીય આધનીકરણ એન્થાલ્પી કહે છે. આ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય રસાયણિક પ્રક્રિયા (3.2)માં વર્ણવેલ પ્રક્રિયા માટેનો એન્થાલ્પી ફેરફાર છે.

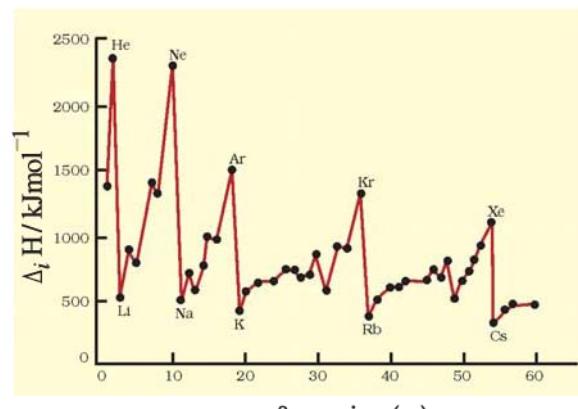


પરમાણુમાંથી ઈલેક્ટ્રોન દૂર કરવા માટે હંમેશાં ઊર્જાની જરૂર પડે છે. આમ, આધનીકરણ એન્થાલ્પી હંમેશાં ધન હોય છે. તત્ત્વની દ્વિતીય આધનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય, પ્રથમ આધનીકરણ એન્થાલ્પી કરતાં વધુ હોય છે. કારણ કે તત્ત્વથી પરમાણુ કરતાં ધનવીજભારિત આધનમાંથી ઈલેક્ટ્રોનને દૂર કરવો વધુ મુશ્કેલ છે. તે જ રીતે તૃતીય આધનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય દ્વિતીય આધનીકરણ એન્થાલ્પીના મૂલ્યથી વધારે હોય છે. આમ ત્યાર પછીની આધનીકરણ એન્થાલ્પીના મૂલ્યો કમશાખાં વધતા જાય છે. “આધનીકરણ એન્થાલ્પી” વિશે તે ક્યા સ્તરની છે તેનો નિર્દેશ થયો ન હોય તો તેને પ્રથમ આધનીકરણ એન્થાલ્પી સમજવી જોઈએ.

આંકૃતિ 3.5માં 60 સુધીના પરમાણુવીય-કમાંકવાળા તત્ત્વોમાં માટે પ્રથમ આધનીકરણ એન્થાલ્પીના મૂલ્યો આલેખ સ્વરૂપે દર્શાવેલા છે. આલેખમાં આવર્તિતા અનિયમિત છે. આ આંકૃતિથી એ સ્પષ્ટ થાય છે કે આલેખમાં આધનીકરણ એન્થાલ્પીના મહત્તમ મૂલ્યો ઉમદા વાયુ તત્ત્વોના છે, જે ઈલેક્ટ્રોનથી પૂર્ણ ભરાયેલી કક્ષક ધરાવે છે. એટલે કે સ્થાયી ઈલેક્ટ્રોનનીય રૂચના ધરાવે છે. બીજી બાજુ આલેખમાં



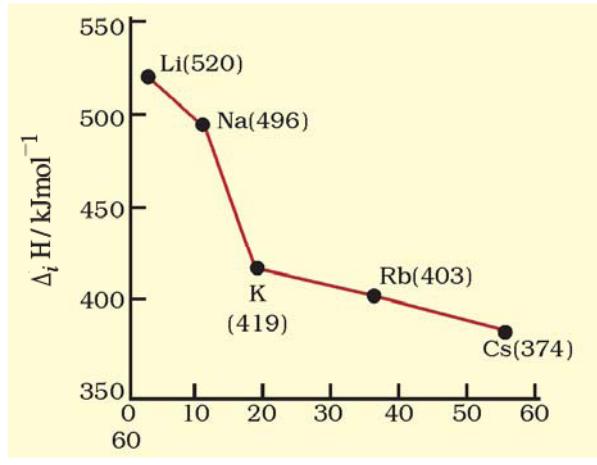
3.6 (a)



3.6 (b)

આંકૃતિ 3.5 1થી 60 સુધીના પરમાણુવીય-કમાંકવાળા તત્ત્વોમાં પરમાણુવીય-કમાંકની સાથે પ્રથમ આધનીકરણ એન્થાલ્પી ($\Delta_f H$)માં થતો ફેરફાર

આધનીકરણ એન્થાલ્પીના ન્યૂનતમ મૂલ્યો આલ્કલી ધાતુઓના છે. આ ધાતુઓના આધનીકરણ એન્થાલ્પીના મૂલ્યો નીચાં હોય છે, તેથી તેઓ વધુ પ્રતિક્રિયાત્મકતા ધરાવે છે. આ ઉપરાંત તમે બે પ્રકારના વલણો જોઈ શકશો. જેમકે આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતાં પ્રથમ આધનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય વધે છે, જ્યારે સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જઈએ છીએ ત્યારે પ્રથમ આધનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ઘટે છે. આ વલણોને આંકૃતિ 3.6(a) અને 3.6(b)માં અનુક્રમે બીજા આવર્તના તત્ત્વો માટે અને પ્રથમ સમૂહના તત્ત્વો માટે સારી રીતે સમજાવેલા છે. તમે પણ આ વાતને સમર્થન આપશો કે તત્ત્વોની આધનીકરણ એન્થાલ્પી અને પરમાણુવીય ન્યિક્ઝિયા એકબીજા સાથે ગાઢ રીતે સંકળાયેલા ગુણવર્ણનો છે. આ વલણોને સમજવા માટે આપણો બે બાબતોને ધ્યાનમાં લેવી પડશે :



3.6 (b)

આંકૃતિ 3.6(a) બીજા આવર્તના તત્ત્વોની પ્રથમ આધનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ($\Delta_f H$) તેમના પરમાણુવીય-કમાંકનું (Z) વિધેય છે.

આંકૃતિ 3.6(b) આલ્કલી ધાતુની પ્રથમ આધનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ($\Delta_f H$) તેમના પરમાણુવીય-કમાંકનું (Z) વિધેય છે.

કેન્દ્ર અને સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોન વચ્ચે આવેલા હોવાથી તે સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોનને કેન્દ્રથી પરિરક્ષિત (shielded) કે આવરિત (screened) કરે છે. આ અસરને શીલિંગ (shielding) કે સ્ક્રીનિંગ (screening) અસર કહે છે. શીલિંગ અસરને કારણે પરમાણુના સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોન માટે અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભાર કેન્દ્રમાં રહેલા વાસ્તવિક કેન્દ્રિય વીજભારથી ઓછો થાય છે. દા.ત., લિથિયમની 2s કક્ષકના ઈલેક્ટ્રોન તેની અંદરની કક્ષક 1sના ઈલેક્ટ્રોન દ્વારા કેન્દ્ર તરફના આકર્ષણ માટે આવરિત થયેલા છે. તેથી લિથિયમના સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોન માટે અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભારનું મૂલ્ય વાસ્તવિક કેન્દ્રિય વીજભાર +3 કરતાં ઓછું માલૂમ પડે છે. શીલિંગ અસરની અસરકારકતા વધારે ત્યારે હોય છે, જ્યારે પરમાણુની આંતરિક કક્ષાઓ સંપૂર્ણ ભરાયેલી હોય. આ પ્રકારની સ્થિતિ આલ્કલી ધાતુઓમાં જોવા મળે છે, જેમાં બાધ્યતમ કક્ષા 7sમાં એક જ ઈલેક્ટ્રોન હોય છે અને તેની અંદરની કક્ષામાં ઉમદા વાયુ તત્ત્વની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના હોય છે.

જ્યારે આપણે બીજા આવર્તમાં લિથિયમથી કલોરિન તરફ જઈએ છીએ ત્યારે કમશા: ઈલેક્ટ્રોન એક જ મૂલ્ય શક્તિ સ્તરમાં જ ઉમેરાતો જાય છે, તથા આંતરિક ભરાયેલી કક્ષા દ્વારા શીલિંગ અસરમાં એટલો વધારો નથી થતો કે તે ઈલેક્ટ્રોનના કેન્દ્ર તરફના વધતા આકર્ષણને સરબર કરી શકે. આવી પરિસ્થિતિમાં અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભાર દ્વારા બાધ્યતમ ઈલેક્ટ્રોન પર લાગુ પડતી આકર્ષણ અસર તેના પર લાગુ પડતી શીલિંગ અસર કરતાં વધી જાય છે. તેથી બાધ્યતમ ઈલેક્ટ્રોન વધુ મજબૂતાઈથી બંધાયેલા રહે છે. આમ, આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ આગળ વધતા તત્ત્વોની આયનીકરણ એન્થાલ્પીના મૂલ્યમાં વધારો થાય છે. તે જ રીતે સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં બાધ્યતમ ઈલેક્ટ્રોન કેન્દ્રથી વધુ દૂર જતાં જાય છે તથા આંતરિક ઈલેક્ટ્રોનના કારણે કેન્દ્ર પર શીલિંગ અસર વધુ હોય છે. આવી પરિસ્થિતિમાં સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભારની સરખામણીમાં શીલિંગ અસર વધુ મહત્વની બની જાય છે. તેથી બાધ્યતમ ઈલેક્ટ્રોનને દૂર કરવા માટે ઓછી ઊર્જાની જરૂર પડે છે. આમ, સમૂહમાં ઉપરથી નીચેની તરફ જતાં આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ઘટતું જાય છે.

આકૃતિ 3.6(a) પરથી તમે જાણી શકશો કે બોરોનનો અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભાર વધારે છે. તેમ છતાં બોરોન ($Z = 5$)ની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય બેરિલિયમ ($Z = 4$)ની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીના મૂલ્ય કરતાં થોડું ઓછું છે. જ્યારે આપણે એક જ મૂલ્ય શક્તિ સ્તરનો વિચાર કરીએ તો 1s-ઇલેક્ટ્રોન, p -ઇલેક્ટ્રોનની સરખામણીમાં કેન્દ્ર તરફ વધુ આકર્ષય છે. બેરિલિયમાં આયનીકરણથી દૂર કરવાનો થતો ઈલેક્ટ્રોન 1s-ઇલેક્ટ્રોન છે, જ્યારે બોરોનમાં આયનીકરણથી

દૂર કરવાનો થતો ઈલેક્ટ્રોન p -ઇલેક્ટ્રોન છે. કેન્દ્ર તરફ 2s-ઇલેક્ટ્રોન, $2p$ -ઇલેક્ટ્રોન કરતાં વધુ આકર્ષાયેલા હોય છે. આમ, બોરોનના $2p$ -ઇલેક્ટ્રોન બેરિલિયમના $2s$ -ઇલેક્ટ્રોનની સરખામણીમાં આંતરિક કક્ષાઓ દ્વારા વધુ શીલિંગ અસર અનુભવે છે. તેથી બેરિલિયમના $2s$ -ઇલેક્ટ્રોનની સરખામણીમાં બોરોનના $2p$ -ઇલેક્ટ્રોન વધુ સરળતાથી દૂર થઈ શકે છે. આમ, બેરિલિયમની સરખામણીમાં બોરોનની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ઓછું છે. બીજી અનિયમિતતા આપણને ઓક્સિસઝન તથા નાઈટ્રોજનની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીના મૂલ્યોમાં જોવા મળે છે. ઓક્સિસઝનની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય નાઈટ્રોજનની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીના મૂલ્ય કરતાં ઓછું છે. આમ થવાનું કારણ એ છે કે નાઈટ્રોજનના ગ્રાફેન્ય બાધ્યતમ $2p$ -ઇલેક્ટ્રોન જુદી જુદી p -કક્ષકોમાં વિતરિત થયેલા છે (હુંડના નિયમ મુજબ). જ્યારે ઓક્સિસઝનના ચારેય $2p$ -ઇલેક્ટ્રોનમાંથી બે ઈલેક્ટ્રોન એક જ $2p$ -કક્ષકમાં ભરાય છે. તેથી ઈલેક્ટ્રોન-ઇલેક્ટ્રોન અપાકર્ષણ વધી જાય છે. પરિણામે નાઈટ્રોજનના ગ્રાફેન્ય $2p$ -ઇલેક્ટ્રોનમાંથી એક ઈલેક્ટ્રોન દૂર કરવા કરતા ઓક્સિસઝનના ચાર $2p$ -ઇલેક્ટ્રોનમાંથી ચોથો ઈલેક્ટ્રોન દૂર કરવો વધુ સરળ છે.

કોયડો 3.6

ગીજા આવર્તના તત્ત્વો Na , Mg અને Si ની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી $\Delta_{\text{H}}^{\text{f}}$ મૂલ્ય કમશા: 496, 737 અને 786 kJ mol^{-1} છે. અનુમાન કરો કે ઓલ્યુમિનિયમની પ્રથમ $\Delta_{\text{H}}^{\text{f}}$ મૂલ્ય 575 કે 760 kJ mol^{-1} માંથી કોની વધુ નજીક હશે? તમારા ઉત્તરનું વાજબીપણું ચર્ચો.

ઉકેલ:

તે 575 kJ mol^{-1} ની વધુ નજીક હશે. ઓલ્યુમિનિયમનું મૂલ્ય, મેનેશિયમના મૂલ્યથી ઓછું હોવું જોઈએ. કારણ કે કેન્દ્રથી $3p$ -ઇલેક્ટ્રોન તે નાઈટ્રોજનના દ્વારા શીલિંગ અસર અનુભવે છે.

(d) ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી (Electron Gain Enthalpy)

જ્યારે વાયુરૂપ તત્ત્વથી પરમાણુમાં (X) એક ઈલેક્ટ્રોન દાખલ થઈને ઋણ આયન બને છે ત્યારે થતાં એન્થાલ્પી ફેરફારને ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી (Δ_{eg}^{H}) કહે છે. સમીકરણ 3.3માં દર્શાવ્યા મુજબ આ એન્થાલ્પી તે મૂલ્ય દર્શાવે છે કે પરમાણુ કેટલી સરળતાથી ઈલેક્ટ્રોન સ્વીકારીને ઋણ આયન બની શકે છે.



પરમાણુ દ્વારા ઈલેક્ટ્રોન ગ્રહણ કરવાની પ્રક્રિયા ઉભાક્રેપક હશે કે ઉભાશોષક હશે તે તત્ત્વના સ્વભાવ પર આધાર રાખે છે. ઘણા તત્ત્વ જ્યારે ઈલેક્ટ્રોન ગ્રહણ કરે છે ત્યારે ઊર્જા મુક્ત થાય

કોષ્ટક 3.7 કેટલાંક પ્રતિનિધિ તત્ત્વોનાં ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીના મૂલ્યો* (kJ mol⁻¹)

સમૂહ 1	$\Delta_{eg}H$	સમૂહ 16	$\Delta_{eg}H$	સમૂહ 17	$\Delta_{eg}H$	સમૂહ 0	$\Delta_{eg}H$
H	-73					He	+48
Li	-60	O	-141	F	-328	Ne	+116
Na	-53	S	-200	Cl	-349	Ar	+96
K	-48	Se	-195	Br	-325	Kr	+96
Rb	-47	Te	-190	I	-295	Xe	+77
Cs	-46	Po	-174	At	-270	Rn	+68

છે. આવી અવસ્થામાં ઈલેક્ટ્રોનપ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી ઋણ હોય છે. દા.ત., સમૂહ 17ના તત્ત્વો(હેલોજન)ની ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ઘણું વધારે ઋણ હોય છે. તેનું કારણ એ છે કે તેઓ માત્ર એક જ ઈલેક્ટ્રોન સ્વીકારીને સ્થાયી ઉમદા વાયુ તત્ત્વની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના પ્રાપ્ત કરે છે. આ જ પ્રમાણે ઉમદા વાયુ તત્ત્વોની ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ઘણું વધારે ધન હોય છે. કારણ કે નવો ઈલેક્ટ્રોન દાખલ થાય છે તારે તેને હાલના મુખ્ય શક્તિસત્તર કરતાં પછીના મુખ્ય શક્તિસત્તરમાં પ્રવેશવું પડે છે, જે વધુ અસ્થાયી ઈલેક્ટ્રોનીય રચના હોય છે. અહીં નોંધનીય છે કે આવર્તકોષ્ટકમાં ઉમદા વાયુ તત્ત્વોની અગાઉ જમણી બાજુ ઉપરની તરફ ગોઠવાયેલા તત્ત્વો માટે ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ઘણું વધારે ઋણ હોય છે.

આયનીકરણ એન્થાલ્પીની સરખામણીમાં ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીમાં પરિવર્તનનો કમ ઓછો નિયમિત છે. સામાન્ય નિયમ મુજબ આવર્તકોષ્ટકમાં આવર્તમાં જ્યારે ડાબીથી જમણી તરફ જઈએ ત્યારે વધતા જતા પરમાણવીય-ક્રમાંકની સાથે ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી વધુ ઋણ થતી જાય છે. આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતા અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભારમાં વધારો થાય છે. તેથી નાના પરમાણુમાં ઈલેક્ટ્રોન જોડવાનું સરળ બને છે. કારણ કે દાખલ થયેલો ઈલેક્ટ્રોન ધનવીજભારિત કેન્દ્રની નજીક હોય છે. સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ઓછું ઋણ થતું જાય છે. કારણ કે પરમાણવીય કદ વધે છે અને દાખલ થયેલો ઈલેક્ટ્રોન કેન્દ્રથી દૂર હોય છે. સામાન્ય રીતે આવર્તકોષ્ટકમાં આ પ્રકારનું વલણ જોવા મળે છે (કોષ્ટક 3.7). અહીં એ નોંધવા જેવું છે કે ઔક્સિજન અને ફ્લોરિનની ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય તેમના સમૂહમાં તેમની પછી આવેલા તત્ત્વો કરતાં ઓછું ઋણ

જોવા મળે છે. આમ થવાનું કારણ જ્યારે ઔક્સિજન અને ફ્લોરિનમાં ઈલેક્ટ્રોન પ્રવેશે તારે ઉમેરાયેલ ઈલેક્ટ્રોન નીચા શક્તિ સત્તર ($n = 2$)માં જાય છે. જ્યાં તેનું અગાઉથી હાજર રહેલા ઈલેક્ટ્રોન સાથે વિશેષ અપાકર્ષણ થાય છે, જ્યારે ઊંચા શક્તિસત્તરમાં ($n = 3$) (S અથવા Cl માટે) પ્રવેશેલ ઈલેક્ટ્રોનને અવકાશમાં મોટો વિસ્તાર મળે છે, તેથી ત્યાં ઈલેક્ટ્રોન-ઈલેક્ટ્રોન વચ્ચે અપાકર્ષણ ઘણું ઓછું હોય છે.

કોષ્ટક 3.7

P, S, Cl અને F માં કોની ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય સૌથી વધુ ઋણ અને કોનું સૌથી ઓછું ઋણ હશે ? સમજાવો.

ઉકેલ :

આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતાં ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી વધુ ઋણ તથા સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતા ઓછી ઋણ જોવા મળે છે. 3p-ક્ષકકમાં ઈલેક્ટ્રોન ઉમેરાય છે, તેના કરતાં 2p-ક્ષકકમાં ઈલેક્ટ્રોન ઉમેરાય છે ત્યારે ઈલેક્ટ્રોન-ઈલેક્ટ્રોન વચ્ચેનું અપાકર્ષણ વધુ જોવા મળે છે. તેથી કલોરિનની ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય સૌથી વધુ ઋણ હશે અને ફોસ્ફરસની ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય સૌથી ઓછું ઋણ હશે.

(e) વિદ્યુતઋણતા (Electronegativity)

રાસાયણિક સંયોજનમાં સહસંયોજક બંધના ઈલેક્ટ્રોન યુગ્મને પોતાની તરફ આકર્ષિત કરવાની પરમાણુની ક્ષમતાના ગુણાત્મક માપને વિદ્યુતઋણતા કહે છે. વિદ્યુતઋણતાને આયનીકરણ એન્થાલ્પી અને ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીની જેમ માપી શકાતી નથી. તેમ છતાં તત્ત્વની વિદ્યુતઋણતા

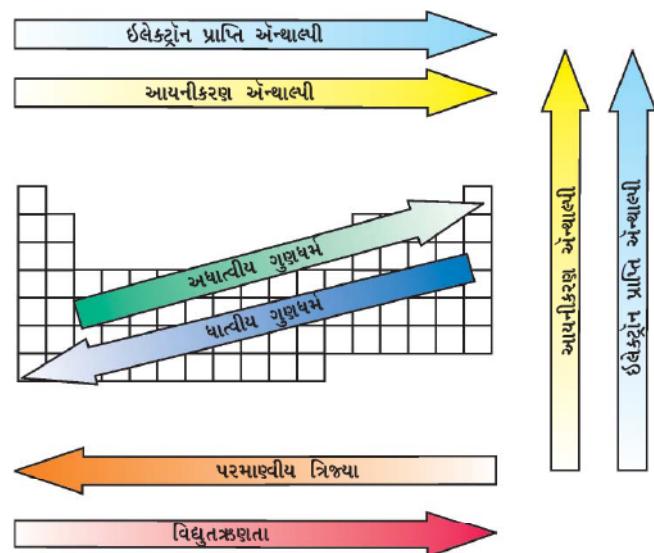
* ઋણ પુસ્તકોમાં રાસાયણિક પ્રક્રિયા 3.3માં દર્શાવેલા એન્થાલ્પી ફેરફારના ઋણ મૂલ્યને ઈલેક્ટ્રોન બંધુતા (Electron Affinity) (A_e) સ્વરૂપે વાખ્યાપિત કરવામાં આવ્યું છે. પરમાણુ દ્વારા ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્ત થવાને કારણે જ્યારે ઊર્જા મુક્ત થાય છે ત્યારે ઈલેક્ટ્રોન બંધુતાને ધન સ્વરૂપે દર્શાવવામાં આવે છે જે ઉભાગતિશાસ્કની પ્રકારાલિકા વિરુદ્ધ છે. જો કોઈ પરમાણુને ઈલેક્ટ્રોન આપવા માટે બહારથી ઊર્જા આપવી પડે છે, ત્યારે ઈલેક્ટ્રોન બંધુતાને ઋણ મૂલ્ય તરીકે દર્શાવાય છે. ઈલેક્ટ્રોન બંધુતાને નિરપેક્ષ શૂન્ય પર વાખ્યાપિત કરવામાં આવે છે. તેથી કોઈ પણ તાપમાને (T) પ્રક્રિયકો અને નીપજનો ઉભાક્રમતા માટે $\Delta_{eg}H = -A_e - 5/2 RT$ ને ગણતરીમાં લેવામાં આવે છે.

માટે ઘણા સંખ્યાદર્શક માપકમ વિકસેલા છે. દા.ત., પાઉલિંગ માપકમ (Pauling scale), મુલિકન-જાફે માપકમ (Mulliken-Jaffe Scale) અને ઓલરેડ-રોચોવ માપકમ (Allred-Rochow Scale) વગેરે. તે પૈકીનો પાઉલિંગ માપકમ બાપક રીતે વપરાય છે. 1922માં અમેરિકન વૈજ્ઞાનિક પાઉલિંગે ફ્લોરિનને ઇલેક્ટ્રોન આકર્ષણની સૌથી વધુ ક્ષમતાવાળું ગણી, પોતાની રીતે ફ્લોરિનની વિદ્યુતત્ત્રણતાનું મૂલ્ય 4.0 સૂચયું હતું. કેટલાક તત્ત્વોની વિદ્યુતત્ત્રણતાના મૂલ્યો કોષ્ટક 3.8(a)માં દર્શાવ્યા છે.

વિદ્યુતત્ત્રણતા કોઈ આપેલા તત્ત્વ માટે અચળ હોતી નથી; તેનું મૂલ્ય એ બાબત પર આધાર રાખે છે કે તે બીજા ક્યા તત્ત્વ સાથે જોડાયેલું છે. જોકે આ માપી શકાય તેવી રાશિ નથી, તેમ છતાં બે પરમાણુઓ એકબીજા સાથે કેવા પ્રકારના બળથી જોડાયેલા હોય છે તેની આગાહી કરવામાં મદદરૂપ થાય છે, જે અંગે તમે આગળ ઉપર જાણશો.

સામાન્ય રીતે વિદ્યુતત્ત્રણતા આવર્તકોષ્ટકમાં આવર્તમાં ડાબીથી જમણી બાજુ તરફ જતા (લિથિયમથી ફ્લોરિન તરફ) વધે છે તથા સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતા (ફ્લોરિનથી એસ્ટેરાઇન તરફ) હટે છે. આ વલણને કેવી રીતે સમજાવી શકાય ?

શું વિદ્યુતત્ત્રણતાને પરમાણવીય ત્રિજ્યા સાથે સંબંધ છે ? કે જે આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતા હટે છે અને સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતા વધે છે. આવર્તમાં પરમાણવીય ત્રિજ્યા ઘટવાની સાથે બાબતમ કક્ષાના ઇલેક્ટ્રોન (સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોન) અને કેન્દ્ર વચ્ચેનું આકર્ષણ વધે છે અને વિદ્યુતત્ત્રણતા વધે છે. તેવી જ રીતે જ્યારે સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જઈએ ત્યારે પરમાણવીય ત્રિજ્યા વધવાની સાથે વિદ્યુતત્ત્રણતા હટે છે. આ વલણ આયનીકરણ એન્થાલ્પીને સમાન છે.



આકૃતિ 3.7 આવર્તકોષ્ટકમાં તત્ત્વોના આવર્તી વલણો

કોષ્ટક 3.8(a) આવર્તમાં વિદ્યુતત્ત્રણતાનું મૂલ્ય (પાઉલિંગ માપકમ મુજબ)

પરમાણુ (આવર્ત II)	Li	B e	B	C	N	O	F
વિદ્યુતત્ત્રણતા	1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
પરમાણુ (આવર્ત III)	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
વિદ્યુતત્ત્રણતા	0.9	1.2	1.5	1.8	2.1	2.5	3.0

કોષ્ટક 3.8(b) સમૂહમાં વિદ્યુતત્ત્રણતાનું મૂલ્ય (પાઉલિંગ માપકમ મુજબ)

પરમાણુ (સમૂહ I)	વિદ્યુતત્ત્રણતા મૂલ્ય	પરમાણુ (સમૂહ 17)	વિદ્યુતત્ત્રણતા મૂલ્ય
Li	1.0	F	4.0
Na	0.9	Cl	3.0
K	0.8	Br	2.8
Rb	0.8	I	2.5
Cs	0.7	At	2.2

વિદ્યુતત્રણશરીર અને પરમાણુવીય ત્રિજ્યા વચ્ચેના સંબંધ જાણ્યા બાદ શું તમે વિદ્યુતત્રણશરીર અને અધાતુઓ વચ્ચેના સંબંધની કલ્પના કરી શકો છો ?

અધાતુ તત્વોમાં ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિનું વલણ પ્રબળ હોય છે. તેથી વિદ્યુતત્રણશરીરનો સીધો સંબંધ તત્વોના અધાતીવીય ગુણધર્મો સાથે છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો વિદ્યુતત્રણશરીરનો વ્યસ્ત સંબંધ તત્વોના ધાતીવીય ગુણધર્મો સાથે છે. આમ, આવર્તકોષ્ટકમાં આવર્તમાં તત્વોની વિદ્યુતત્રણશરીર વધવાની સાથે તત્વોનો અધાતીવીય ગુણધર્મ વધે છે (ધાતીવીય ગુણધર્મ ઘટે છે). તે જ પ્રમાણે સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં તત્વોની વિદ્યુતત્રણશરીર ઘટવાની સાથે તત્વોનો અધાતીવીય ગુણધર્મ ઘટે છે (ધાતીવીય ગુણધર્મ વધે છે).

આ બધા આવર્તી વલણોને આકૃતિ 3.7માં સંક્ષિપ્ત સ્વરૂપે દર્શાવ્યા છે.

3.7.2 રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં આવર્તી વલણ (Periodic Trends in Chemical Properties)

તત્વોના રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં મોટા ભાગના આવર્તી વલણો જેવા કે વિકળીય સંબંધ, નિષ્ઠિય યુગમ અસર, લેન્થેનોઇડ સંકોચનની અસરો વગેરે પદ્ધીના એકમોમાં જે-તે સમૂહની ચર્ચામાં સમજાવેલા છે. અહીં આપણે તત્વોની સંયોજકતામાં આવર્તિતા તથા બીજા આવર્તમાં (વિશ્વિમથી ફલોરિન સુધી) અસામાન્ય ગુણધર્મોનો અભ્યાસ કરીશું.

(a) સંયોજકતા અથવા ઓક્સિડેશન અવસ્થાની આવર્તિતા (Periodicity of Valence or Oxidation States)

સંયોજકતા તત્વનો અતિલાક્ષણિક ગુણધર્મ છે, જે તત્વની ઈલેક્ટ્રોનીય રચનાના આધારે વધુ સરળતાથી સમજ શકાય છે. પ્રતિનિધિ તત્વોની સંયોજકતા સામાન્ય રીતે (જો કે આવશ્યક નથી) બાધ્યતમ કક્ષામાં રહેલા ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા જેટલી અથવા ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યાને 8માંથી બાદ કરતાં મળતી સંખ્યા જેટલી હોય છે જે નીચે દર્શાવેલ છે.

હાલમાં સંયોજકતા માટે ઓક્સિડેશન અવસ્થા શબ્દ ઘણી વાર વપરાય છે. ઓક્સિસિઝન પરમાણુવાળા બે સંયોજનો OF_2 અને Na_2O ને ધ્યાનમાં લઈએ. આ સંયોજનોમાં રહેલા તત્વોની વિદ્યુતત્રણશરીરનો કમ $\text{F} > \text{O} > \text{Na}$ છે. ફલોરિન પરમાણુની બાધ્યતમ કક્ષાની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના $2s^22p^5$ છે. OF_2 આણુમાં ફલોરિનનો પ્રત્યેક પરમાણુ એક ઈલેક્ટ્રોનની ભાગીદારી

ઓક્સિસિઝન પરમાણુ સાથે કરે છે. ફલોરિન પરમાણુ વધુ વિદ્યુતત્રણશરીર હોવાથી તેની ઓક્સિડેશન અવસ્થા -1 થાય છે. આ આણુમાં બે ફલોરિન પરમાણુઓ છે, ઓક્સિસિઝનની બાધ્યતમ કક્ષાની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના $2s^22p^4$ છે. અહીં ઓક્સિસિઝન પરમાણુ બે ઈલેક્ટ્રોનની ભાગીદારી ફલોરિન પરમાણુ સાથે કરે છે. તેથી ઓક્સિસિઝનની ઓક્સિડેશન અવસ્થા +2 છે. Na_2O_M ઓક્સિસિઝન વધુ વિદ્યુતત્રણશરીર હોવાના કારણે સોઓયમના બે પરમાણુઓ પાસેથી એક-એક એમ બે ઈલેક્ટ્રોન સ્વીકારે છે. તેથી તેની ઓક્સિડેશન અવસ્થા -2 છે, જ્યારે સોઓયમ તેની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના $3d^1$ માંથી એક ઈલેક્ટ્રોન ગુમાવે છે તેથી તે +1 ઓક્સિડેશન અવસ્થા દર્શાવે છે. ચોક્કસ સંયોજનોમાં રહેલા તત્વની ઓક્સિડેશન અવસ્થા આણુમાં રહેલા અન્ય પરમાણુઓની વિદ્યુતત્રણશરીરને અનુરૂપ પરમાણુઓએ પ્રાપ્ત કરેલ વીજબાર છે.

કોયડો 3.8

આવર્તકોષ્ટકનો ઉપયોગ કરી નીચે જણાવેલ જોડીમાં દર્શાવેલા તત્વોના સંયોજવાથી બનતા સંયોજનોના આણવીય સૂત્રની આગાહી કરો. (a) સિલિકેન અને બ્રોમિન (b) એલ્યુમિનિયમ અને સલ્ફર.

ઉકેલ :

(a) સિલિકેન આવર્તકોષ્ટકનું 14માં સમૂહનું તત્વ છે.

જેની સંયોજકતા 4 છે, જ્યારે બ્રોમિન 17માં સમૂહનો (હેલોજન સમૂહ) સંખ્યા છે, જેની સંયોજકતા 1 છે. તેથી બનતા સંયોજનનું આણવીય સૂત્ર SiBr_4 હશે.

(b) એલ્યુમિનિયમ આવર્તકોષ્ટકનું 13માં સમૂહનું તત્વ છે, જેની સંયોજકતા 3 છે, જ્યારે સલ્ફર 16માં સમૂહનું તત્વ છે. જેની સંયોજકતા 2 છે. તેથી બનતા સંયોજનનું આણવીય સૂત્ર Al_2S_3 હશે.

તત્વોની સંયોજકતામાં (હાઇડ્રોઇડ અને ઓક્સાઇડ) જોવા મળતાં કેટલાંક આવર્તી વલણો કોષ્ટક 3.9માં દર્શાવેલા છે. તત્વોના રાસાયણિક વર્તનોમાં જોવા મળતા આ પ્રકારના આવર્તી વલણોની ચર્ચા આ પુસ્તકમાં અન્યત્ર પણ કરવામાં

સમૂહ	1	2	13	14	15	16	17	18
સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોનની	1	2	3	4	5	6	7	8
સંખ્યા	1	2	3	4	3,5	2,6	1,7	0,8

કોષ્ટક 3.9 સંયોજનોના સૂત્રોમાં દર્શાવવામાં આવેલા તત્ત્વોની સંયોજકતામાં આવર્તી વલશ

સમૂહ	1	2	13	14	15	16	17
હાઇડ્રોઈડના સૂત્ર	LiH NaH KH	CaH ₂	B ₂ H ₆ AlH ₃	CH ₄ SiH ₄ GeH ₄ SnH ₄	NH ₃ PH ₃ AsH ₃ SbH ₃	H ₂ O H ₂ S H ₂ Se H ₂ Te	HF HCl HBr HI
ઓક્સાઈડના સૂત્ર	Li ₂ O Na ₂ O K ₂ O	MgO CaO SrO BaO	B ₂ O ₃ Al ₂ O ₃ Ga ₂ O ₃ In ₂ O ₃	CO ₂ SiO ₂ GeO ₂ SnO ₂ PbO ₂	N ₂ O ₃ , N ₂ O ₅ P ₄ O ₆ , P ₄ O ₁₀ As ₂ O ₃ , As ₂ O ₅ Sb ₂ O ₃ , Sb ₂ O ₅ Bi ₂ O ₃ –	SO ₃ SeO ₃ TeO ₃ –	– Cl ₂ O ₇ – –

આવી છે. કેટલાક તત્ત્વો એવા છે કે જે જુદી જુદી સંયોજકતા દર્શાવે છે. જુદી જુદી સંયોજકતા સંકાંતિ તત્ત્વો અને એક્ટિનોઈડ તત્ત્વોનો વિશિષ્ટ ગુણવર્ધમં છે જેનો અભ્યાસ આપણે બાદમાં કરીશું.

(b) દ્વિતીય આવર્તના તત્ત્વોના અનિયમિત (વિસંગત) ગુણવર્ધમં (Anomalous Properties of Second Period Elements)

દરેક સમૂહના પ્રથમ તત્ત્વ સમૂહ 1 (લિથિયમ), સમૂહ 2 (બેરિલિયમ) અને સમૂહ 13-17 (બોરોનથી ફ્લોરિન) પોતાના સમૂહના અન્ય સત્ત્વોથી અનેક બાબતોમાં જુદા પડે છે. દા.ત., લિથિયમ, અન્ય આલ્કલી ધાતુઓથી તથા બેરિલિયમ, અન્ય આલ્કલાઈન અર્થ ધાતુઓથી જુદા સંયોજનો (સહસંયોજક) બનાવે છે, જ્યારે અન્ય સત્ત્વો મુખ્યત્વે આયનીય સંયોજનો બનાવે છે. વાસ્તવમાં લિથિયમ અને બેરિલિયમ તે પછીના સમૂહના બીજા ક્રમના તત્ત્વ એટલે કે અનુક્રમે મેળેશિયમ અને

એલ્યુમિનિયમ સાથે વધુ સામ્યતા ધરાવે છે. આવર્તી ગુણવર્ધમાં જોવા મળતી આ પ્રકારની સામ્યતાને ‘વિકર્ષણ સંબંધ’ તરીકે ઓળખવામાં આવે છે.

અને *p*-વિભાગના તત્ત્વોમાં સમૂહના અન્ય તત્ત્વોની સરખામણીમાં પ્રથમ ક્રમના તત્ત્વની રાસાયણિક વર્તણૂક જુદી પડવાના કારણ શું હોઈ શકે ? આ તત્ત્વોની અનિયમિત વર્તણૂકનું કારણ તેઓનું નાનું કદ, ઊંચો વીજભાર/ત્રિજ્યા ગુણોત્તર અને વધુ વિદ્યુતઅણાતા છે. વધુમાં સમૂહમાં પ્રથમ સત્ત્વ માટે માત્ર ચાર સંયોજકતા કક્ષકો (2s અને 2p) બંધ બનાવવા માટે પ્રાય હોય છે, જ્યારે સમૂહોના બીજા ક્રમના સત્ત્વ માટે 9 સંયોજકતા કક્ષકો (3s, 3p, 3d) પ્રાય હોય છે. પરિણામે દરેક સમૂહના પ્રથમ સત્ત્વ માટે મહત્તમ ચાર સહસંયોજકતા હોય છે. (દા.ત., બોરોન માત્ર [BF₄]⁻ બનાવી શકે છે, જ્યારે સમૂહના અન્ય સત્ત્વો પોતાના સંયોજકતા કોશમાં ચાર કરતા વધારે ઈલેક્ટ્રોન યુગ્મોને સમાવી શકે છે. દા.ત., એલ્યુમિનિયમ [AlF₆]³⁻ બનાવે છે). વિશેષમાં *p*-વિભાગના તત્ત્વોમાં સમૂહોના પ્રથમ સત્ત્વ પોતાની સાથે (દા.ત., C = C, C ≡ C, N = N, N ≡ N) તેમજ દ્વિતીય આવર્તના અન્ય સત્ત્વો સાથે (દા.ત., C = O, C = N, C ≡ N, N = O) *p*_π-*p*_π બંધ બનાવવાની પ્રબળ ક્રમતા ધરાવે છે. જ્યારે સમૂહોના અન્ય તત્ત્વો આવું કરી શકતા નથી.

ગુણવર્ધમાં	તત્ત્વ		
ધાત્વીય ત્રિજ્યા M/ pm	Li 152 Na 186	Be 111 Mg 160	B 88 Al 143
આયનીય ત્રિજ્યા M ⁺ / pm	Li 76 Na 102	Be 31 Mg 72	

કોષ્ટકો 3.9

શું $[AlCl(H_2O)_5]^{2+}$ માં Alની ઓક્સિડેશન અવસ્થા અને સહસંયોજકતા સમાન છે ?

ઉકેલ :

ના. Alની ઓક્સિડેશન અવસ્થા +3 અને સહસંયોજકતા 6 છે.

3.7.3 આવર્તી વલણ અને રસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા (Periodic Trends and Chemical Reactivity)

આપણે કેટલાક મૂળભૂત ગુણધર્મો જેવા કે પરમાણવીય ત્રિજ્યા, આયનીય ત્રિજ્યા, આયનીકરણ અન્યાલ્પી, ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ અન્યાલ્પી અને સંયોજકતા વગેરેમાં આવર્તીવલણોનો અભ્યાસ કર્યો છે. અત્યાર સુધી આપણે તે જાણતા હતા કે આવર્તિતાને ઈલેક્ટ્રોનીય રચના સાથે સંબંધ છે એટલે કે ભौતિક અને રસાયણિક ગુણધર્મ તત્ત્વોની ઈલેક્ટ્રોનીય રચનાની અભિવ્યક્તિ છે. હવે આપણે તત્ત્વોના આ મૂળભૂત ગુણધર્મો અને તેમની પ્રતિક્રિયાત્મકતા વચ્ચેનો સંબંધ શોધવાનો પ્રયત્ન કરીશું.

આપણે જાણીએ છીએ કે આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતાં પરમાણવીય ત્રિજ્યા અને આયનીય ત્રિજ્યા ઘટતી જાય છે. પરિણામે આવર્તમાં આયનીકરણ અન્યાલ્પીનું મૂલ્ય સામાન્ય રીતે વધતું જાય છે (કેટલાક અપવાદોને છોડીને, જેનું વર્ણન મુદ્દા નં. 3.7.1(a)માં કર્યું છે) તથા ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ અન્યાલ્પી વધુ ઋણ બનતી જાય છે. બીજા શર્દોમાં કહીએ તો આવર્તમાં સૌથી ડાબી બાજુ રહેલા તત્ત્વની આયનીકરણ અન્યાલ્પી સૌથી ઓછી અને જમણી બાજુ રહેલા તત્ત્વની ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ અન્યાલ્પી સૌથી વધુ ઋણ છે. (નોંધ : ઉમદા વાયુ તત્ત્વોમાં કક્ષા સંપૂર્ણ ભરાયેલી હોય છે. તેથી તેમની ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ અન્યાલ્પીનું મૂલ્ય ધન હોય છે). તેથી આવર્તકોષ્ટકમાં બંને છેદે સૌથી વધુ અને મધ્યમાં સૌથી ઓછી પ્રતિક્રિયાત્મકતા હોય છે. આમ, સૌથી ડાબી બાજુના તત્ત્વો (આલ્કલી ધાતુઓ) ઈલેક્ટ્રોન ગુમાવીને ધન આયન બનાવીને મહત્તમ રસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા દર્શાવે છે અને સૌથી જમણી બાજુના તત્ત્વો (હેલોજન સમૂહ) ઈલેક્ટ્રોન મેળવીને ઋણ આયન બનાવીને મહત્તમ રસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા દર્શાવે છે. આ ગુણધર્મનો સંબંધ તત્ત્વોની રિડક્શન અને ઓક્સિડેશન વર્તણૂક સાથે કરીશું, જે તમે આગળ ઉપર શીખશો. તત્ત્વના ધાત્વીય અને અધાત્વીય ગુણધર્મ સાથે તેનો સીધો સંબંધ છે. આવર્તમાં

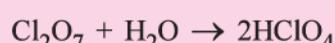
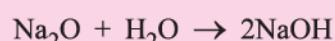
ડાબીથી જમણી તરફ જતા ધાત્વીય ગુણધર્મમાં ઘટાડો અને અધાત્વીય ગુણધર્મમાં વધારો થાય છે. તત્ત્વોની રસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા તેમની ઓક્સિજન અને હેલોજન સાથે પ્રક્રિયા કરીને દર્શાવી શકાય છે. અહીં આપણે તત્ત્વોની માત્ર ઓક્સિજન સાથે પ્રક્રિયાનો વિચાર કરીશું. આવર્તના બંને છેડે રહેલા તત્ત્વો ઓક્સિજન સાથે સરળતાથી પ્રક્રિયા કરી ઓક્સાઈડ બનાવે છે. સૌથી ડાબી બાજુના તત્ત્વોના સામાન્ય ઓક્સાઈડ સૌથી વધુ બેઝિક હોય છે (દા.ત., Na_2O) અને સૌથી જમણી બાજુના તત્ત્વોના ઓક્સાઈડ સૌથી વધુ એસિડિક હોય છે. (દા.ત., Cl_2O_7) તથા મધ્યમાં રહેલા તત્ત્વોના ઓક્સાઈડ ઉભયધર્મી (દા.ત., Al_2O_3 , As_2O_3) અથવા તટસ્થ (દા.ત., CO , NO , N_2O) હોય છે. ઉભયધર્મી ઓક્સાઈડ બેઇઝ સાથે એસિડિક તરીકે અને એસિડ સાથે બેઝિક તરીકે વર્ત છે, જ્યારે તટસ્થ ઓક્સાઈડ એસિડિક કે બેઝિક હોતા નથી.

કોષ્ટકો 3.10

પાણી સાથેની રસાયણિક પ્રક્રિયાથી દર્શાવો કે Na_2O બેઝિક ઓક્સાઈડ અને Cl_2O_7 એસિડિક ઓક્સાઈડ છે.

ઉકેલ :

Na_2O પાણી સાથે પ્રક્રિયા કરીને પ્રબળ બેઇઝ બનાવે છે જ્યારે Cl_2O_7 પ્રબળ એસિડ બનાવે છે.



તેઓના એસિડિક અને બેઝિક સ્વભાવની ગુણાત્મક કસોટી લિટમસ પત્ર દ્વારા થઈ શકે છે.

આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતા પ્રતિનિધિ તત્ત્વોની સરખામણીમાં સંકાંતિ તત્ત્વોની ($3d$ શ્રેષ્ઠી) પરમાણવીય ત્રિજ્યામાં થતો ફેરફાર બહુ જ ઓછો જેવા મળે છે. પરમાણવીય ત્રિજ્યામાં થતો ફેરફાર આંતરસંકાંતિ તત્ત્વો ($4f$ શ્રેષ્ઠી)માં તેનાથી પણ ઓછો જેવા મળે છે. સંકાંતિ તત્ત્વોની, આયનીકરણ અન્યાલ્પીનું મૂલ્ય d^- અને p -વિભાગના તત્ત્વોની વચ્ચેનું છે. તેથી તેઓ સમૂહ 1 અને 2ની ધાતુઓ કરતાં ઓછા વિદ્યુત-ધન છે.

મુખ્ય સમૂહમાં તત્ત્વોના પરમાણવીય-કમાંક વધવાની સાથે સામાન્ય રીતે પરમાણવીય ત્રિજ્યા અને આયનીય ત્રિજ્યા વધતી જાય છે. પરિણામે ધીરે ધીરે આયનીકરણ અન્યાલ્પી ઘટતી જાય છે અને ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ અન્યાલ્પી નિયમિત રીતે ઘટતી જાય છે. (કેટલાક અપવાદ ત્રીજા આવર્તના તત્ત્વોમાં છે, જેને મુદ્દા

ન. 3.7.1(d)માં દર્શાવેલા છે). આ રીતે સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતા ધાત્વીય ગુણધર્મ વધે છે અને અધાત્વીય ગુણધર્મ ઘટે છે. આ વલાણે તેના રિડિક્શન અને ઓક્સિડેશન ગુણધર્મ સાથે

સંકળી શકાય છે, જેને તમે આગળ ઉપર શીખશો. સંકાંતિ તત્ત્વોના વલાણ આનાથી ઊલટા છે. તેને આપણે પરમાણવીયકદ અને આયનીકરણ એન્થાલ્પી દ્વારા સમજી શકીએ છીએ.

સારાંશ

આ એકમાં તમે આવર્ત નિયમ અને આવર્તકોષ્ટકના વિકાસનો અભ્યાસ કર્યો છે. મેન્ટેલીફ આવર્તકોષ્ટક પરમાણવીયભાર પર આધ્યારિત હતું. આધુનિક આવર્તકોષ્ટકમાં તત્ત્વોની ગોઠવણી તેના વધતા જતા પરમાણવીય-કમાંકના કમમાં સાત ડાડી હરોળ (આવર્ત) અને 18 ઊભા સ્તંભોમાં (સમૂહ કે કુટુંબ) કરી છે. આવર્તમાં પરમાણવીય-કમાંક કમિક રીતે વધે છે, જ્યારે સમૂહમાં તે ચોક્કસ ભાતમાં (pattern) વધે છે. એક જ સમૂહના તત્ત્વોમાં સમાન સંયોજકતા કોશ ઈલેક્ટ્રોનીય રચના હોય છે. તેથી તેઓ સમાન રાસાયણિક ગુણધર્મો દર્શાવે છે. એક જ આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતા ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યામાં વધારો થાય છે એટલે કે તેમની સંયોજકતા જુદી જુદી હોય છે. આવર્તકોષ્ટકમાં ઈલેક્ટ્રોનીય રચનાના આધારે ચાર પ્રકારના તત્ત્વોની ઓળખાણ કરવામાં આવી છે. આ તત્ત્વો ઇ-વિભાગ તત્ત્વ, p-વિભાગ તત્ત્વ, d-વિભાગ તત્ત્વ અને f-વિભાગ તત્ત્વો તરીકે ઓળખાય છે. હાઈડ્રોજનમાં 1s કશકમાં એક ઈલેક્ટ્રોન હોવાના કારણે આવર્તકોષ્ટકમાં તેનું સ્થાન વિશિષ્ટ છે. જાણીતા તત્ત્વો પૈકી 78 % થી વધુ તત્ત્વો ધાતુઓ છે. અધાતુઓની સંખ્યા 20થી ઓછી છે, જે આવર્તકોષ્ટકમાં જમણી બાજુ ઉપરની તરફ ગોઠવાપેલા છે. એવા તત્ત્વો કે જે ધાતુઓ અને અધાતુઓના સીમાવર્તી છે, તેને અર્ધધાતુઓ (semi metals) અથવા ઉપધાતુઓ (metalloids) (દા.ત., Si, Ge, As) કહેવાય છે. સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં તત્ત્વોના ધાત્વીય ગુણધર્મોમાં વધારો થાય છે, જ્યારે આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતાં ધાત્વીય ગુણધર્મોમાં ઘટાડો થાય છે. તત્ત્વોના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મ તેમના પરમાણવીય-કમાંકના આવર્તનીય છે.

તત્ત્વોના પરમાણવીય કઢ, આયનીકરણ એન્થાલ્પી, ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી, વિદ્યુતત્ત્ત્વાત્તા તથા સંયોજકતામાં આવર્તી વલાણ જોવા મળે છે. પરમાણવીય ત્રિજ્યા આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતા ઘટતી જાય છે અને સમૂહમાં પરમાણવીય-કમાંક વધવાની સાથે વધતી જાય છે. આયનીકરણ એન્થાલ્પી સામાન્ય રીતે આવર્તમાં પરમાણવીય-કમાંક વધવાની સાથે વધે છે અને સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતા ઘટે છે. વિદ્યુતત્ત્ત્વાત્તા પણ આ પ્રકારનું જ વલાણ ધરાવે છે. ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી સામાન્ય રીતે આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતા વધુ ત્ત્ત્વાત્તા સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં ઓછી ત્ત્ત્વાત્તા જોવા મળે છે. સંયોજકતામાં પણ આવર્તી વલાણ જોવા મળ્યું છે. ઉદાહરણ તરીકે પ્રતિનિધિ તત્ત્વોની સંયોજકતા સામાન્ય રીતે બાધ્યતમ કક્ષામાં રહેલા ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા જેટલી અથવા ઈલેક્ટ્રોનની આ સંખ્યાને 8માંથી બાદ કરતા મળતી સંખ્યા જેટલી હોય છે. રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા આવર્તના બંને છેદે સૌથી વધુ અને મધ્યમાં સૌથી ઓછી હોય છે. આવર્તમાં સૌથી ડાબી બાજુ રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા ઈલેક્ટ્રોનને ગુમાવવાની સરળતાના (અથવા નીચી આયનીકરણ એન્થાલ્પી) કારણે હોય છે. વધુ પ્રતિક્રિયાત્મક તત્ત્વ કુદરતમાં મુક્ત સ્વરૂપે મળતાં નથી. તેઓ સામાન્ય રીતે સંયોજન સ્વરૂપે મળે છે. આવર્તમાં ડાબી બાજુના તત્ત્વો બેઝિક ઓક્સાઇડ બનાવે છે, જ્યારે જમણી બાજુના તત્ત્વો ઓસિಡિક ઓક્સાઇડ બનાવે છે. જે તત્ત્વો મધ્યમાં છે તે ઊભયધર્મી ઓક્સાઇડ કે તટસ્થ ઓક્સાઇડ બનાવે છે.

સ્વાધ્યાય

- 3.1 આર્વત્કોષ્ટકમાં ગોઠવણીનો મુખ્ય આધાર શું છે ?
- 3.2 મેન્ડેલીકે ક્યા મહત્વપૂર્ણ ગુણધર્મને આધારે તેના આર્વત્કોષ્ટકમાં તત્ત્વોનું વર્ગીકરણ કર્યું ? શું તે તેને દફ્ટપણે પકડી રાખી શક્યો ?
- 3.3 મેન્ડેલીફના આર્વત્ નિયમ અને આધુનિક આર્વત્ નિયમમાં પાયાનો તફાવત શું છે ?
- 3.4 ક્વોન્ટમ આંકના આધારે સાબિત કરો કે આર્વત્કોષ્ટકના છઢા આર્વત્માં 32 તત્ત્વો હોવા જોઈએ.
- 3.5 આર્વત્ અને સમૂહની દસ્તિએ $Z = 114$ વાળા તત્ત્વનું સ્થાન આર્વત્કોષ્ટકમાં ક્યાં હશે ?
- 3.6 આર્વત્કોષ્ટકમાં ત્રીજા આર્વત્ અને 17માં સમૂહમાં આવેલા તત્ત્વનો પરમાણવીય-ક્રમાંક લખો.
- 3.7 ક્યા તત્ત્વનું નામ નીચે જણાવેલા દ્વારા આપવામાં આવ્યું છે ?
- લોરેન્સ બર્કલે લેબોરેટરી
 - સીબોર્ગ જૂથ
- 3.8 એક જ સમૂહમાં રહેલા તત્ત્વોના ભૌતિક અને રસાયણિક ગુણધર્મો શા માટે સમાન હોય છે ?
- 3.9 આયનીય ત્રિજ્યા અને પરમાણવીય ત્રિજ્યા અંગે તમારી સમજ શું છે ?
- 3.10 આર્વત્ અને સમૂહમાં પરમાણવીય ત્રિજ્યા કેવી રીતે બદલાય છે ? આ બદલાવને તમે કેવી રીતે સમજાવશો ?
- 3.11 સમઈલેક્ટ્રોનીય સ્પીસિઝ અંગે તમારી સમજ શું છે ? એક એવી સ્પીસિઝનું નામ લખો કે જે નીચે જણાવેલ પરમાણુઓ કે આયનો સાથે સમઈલેક્ટ્રોનીય હોય.
- F^-
 - Ar
 - Mg^{2+}
 - Rb^+
- 3.12 નીચે જણાવેલ સ્પીસિઝ અંગે વિચાર કરો :
- N^{3-} , O^{2-} , F^- , Na^+ , Mg^{2+} અને Al^{3+}
- તેઓમાં શું સાચ્યતા છે ?
 - તેઓને આયનીય ત્રિજ્યાના ચક્તા ક્રમમાં ગોઠવો.
- 3.13 ધનાયનની ત્રિજ્યા તેના જનક પરમાણુની ત્રિજ્યા કરતા શા માટે નાની હોય છે અને ઋજુ આયનની ત્રિજ્યા તેના જનક પરમાણુની ત્રિજ્યા કરતા શા માટે મોટી હોય છે ? સમજાવો.
- 3.14 આયનીકરણ એન્થાલ્પી અને ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીને વ્યાખ્યાપિત કરવામાં ‘મુક્ત વાયુમય પરમાણુ’ અને ‘ધરાઅવસ્થા’ શર્ધોની સાર્થકતા શું છે ? (સંકેત : તુલના માટે જરૂરિયાત)
- 3.15 હાઇડ્રોજન પરમાણુની ધરાઅવસ્થામાં રહેલા ઇલેક્ટ્રોનની ઊર્જા $-2.18 \times 10^{-18} \text{ J}$ છે. પરમાણવીય હાઇડ્રોજનની આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય J mol^{-1} એકમમાં ગણો.
[સંકેત : ઉત્તર મેળવવા માટે મોલ સંક્લયનાનો ઉપયોગ કરો.]
- 3.16 દ્વિતીય આર્વત્માં તત્ત્વોની વાસ્તવિક આયનીકરણ એન્થાલ્પીનો ક્રમ આ પ્રમાણે છે :
- $Li < B < Be < C < O < N < F < Ne$ સમજાવો કે...
- Be ની $\Delta_i H$, B થી વધારે શા માટે હોય છે ?
 - O ની $\Delta_i H$, N અને F થી ઓછી શા માટે હોય છે ?

- 3.31 કેટલાક તત્વોની પ્રથમ ($\Delta_f H_1$) અને દ્વિતીય ($\Delta_f H_2$) આયનીકરણ એન્થાલ્પીના મૂલ્યો (kJ mol⁻¹માં) અને ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી ($\Delta_{eg} H$)ના મૂલ્યો (kJ mol⁻¹માં) નીચે આપેલા છે :

त्रै	$\Delta_i \mathbf{H}_1$	$\Delta_i \mathbf{H}_2$	$\Delta_{eg} \mathbf{H}$
I	520	7300	-60
II	419	3051	-48
III	1681	3374	-328
IV	1008	1846	-295
V	2372	5251	+48
VI	738	1451	-40

ઉપર જણાવેલા તત્ત્વો પૈકી કૃયું તત્ત્વ...

રાસાયણિક બંધન અને આણવીય રચના (Chemical Bonding and Molecular Structure)

હેતુઓ :

આ એકમના અભ્યાસ પછી તમે...

- રાસાયણિક બંધન માટે કોસેલ-લુઈસ અભિગમ સમજી શકશો.
- અષ્ટક નિયમ અને તેની મર્યાદાઓ સમજાવી શકશો. સાદા અણુઓની લુઈસ રચના દોરી શકશો.
- જુદા જુદા પ્રકારના બંધનોની રચના સમજાવી શકશો.
- VSEPR સિદ્ધાંત સમજાવી શકશો અને સાદા અણુઓની ભૂમિતિ વર્ણવી શકશો.
- સહસંયોજક બંધની રચના માટે સંયોજકતા બંધન અભિગમ સમજાવી શકશો.
- સહસંયોજક બંધના દિશામય ગુણધર્મોનું પ્રાકૃકથન કરી શકશો.
- s, p અને d કક્ષકેને સમાવિષ્ટ કરતાં જુદા જુદા પ્રકારના સંકરણ સમજાવી શકશો અને સાદા સહસંયોજક અણુના આકાર દોરી શકશો.
- સમકેન્દ્રીય દિપરમાણવીય અણુઓનો આણવીય કક્ષકવાદ વર્ણવી શકશો.
- હાઇડ્રોજન બંધનો ખ્યાલ સમજાવી શકશો.

“વૈજ્ઞાનિકો સતત નવા સંયોજનોની શોધમાં, તેમના વિશેની હકીકતો કાળિક રીતે ગોઠવવામાં, અસ્તિત્વ ધરાવતા (હાલમાં પ્રાપ્ત થતા) જ્ઞાન સાથે તેમને સમજાવવાનો પ્રયત્ન કરવામાં નવીન અવલોકિત થયેલી હકીકતોને સમજાવવા માટે અગાઉના મંતવ્યોને સુધારવામાં અથવા નવા સિદ્ધાંતોનો ઉદ્ય કરવાના પ્રયત્નો કરી રહ્યા છે.”

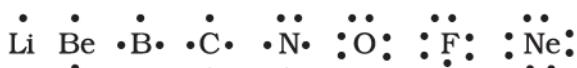
દ્વય એક અથવા જુદા જુદા પ્રકારના તત્ત્વોનું બનેલું છે. સામાન્ય પરિસ્થિતિમાં ઉમદા વાયુઓ સિવાયનું કોઈ તત્ત્વ કુદરતમાં સ્વતંત્ર રીતે અસ્તિત્વ ધરાવતું જાણવા મળ્યું નથી, છતાં પરમાણુઓનો સમૂહ જે અસ્તિત્વ ધરાવે છે તે લાક્ષણિક ગુણધર્મો ધરાવતી સ્પીસિઝને અથવા પરમાણુના સમૂહને અણુ કહે છે. એ સ્વાભાવિક છે કે આ ઘટક ક્ષણોને અણુમાં સાથે બાંધી રાખવા માટે કોઈ બળ હોવું જોઈએ. જુદી જુદી રાસાયણિક સ્પીસિઝમાં જુદા જુદા ઘટકોને (પરમાણુઓ, અણુઓ, આયનો વગેરે) એક સાથે જકડી રાખે છે. તે આકર્ષણ બળને રાસાયણિક બંધન કહે છે. રાસાયણિક સંયોજનોની રચના જુદા જુદા તત્ત્વોના જુદી જુદી રીતે સંયોગીકરણના પરિણામરૂપે હોય છે. આને લીધે ઘણા પ્રશ્નો ઉદ્ભાવે છે. પરમાણુઓ શા માટે સંયોજાય છે ? શા માટે અમુક ચોક્કસ સંયોજનો શક્ય છે ? શા માટે અમુક પરમાણુઓ સંયોજાય છે અને બીજા કેટલાક સંયોજાતા નથી ? શા માટે અણુઓ ચોક્કસ આકાર ધરાવે છે. આવા પ્રશ્નોના ઉત્તર માટે સમય અનુસાર જુદા જુદા સિદ્ધાંતો અને ખ્યાલો રજૂ કરવામાં આવેલ છે. જેમાં કોસેલ-લુઈસ અભિગમ, સંયોજકતા કોશ ઇલેક્ટ્રોન યુગમ અપાકર્ષણ (VSEPR) સિદ્ધાંત, સંયોજકતા બંધન (VB) વાદ અને આણવીય કક્ષક (MO) વાદ વગેરે છે. સંયોજકતાના જુદા જુદા સિદ્ધાંતો અને રાસાયણિક બંધનમાં તેમનું અર્થઘટન વગેરે પરમાણુની રચના, તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના અને આવર્ત્તિક કોષ્ટકને સમજાવવાના વિકાસ સાથે સંબંધિત છે. દરેક પ્રણાલી વધુ સ્થાયી થવાની વૃત્તિ રાખે છે અને બંધન આ પ્રકારનું પ્રણાલીની શક્તિ ઘટાડવાનું કામ કરે છે અને સ્થાયીતા મેળવે છે.

4.1 રાસાયણિક બંધન અંગેનો કોસેલ-લુઈસ અભિગમ (Kossel-Lewis Approach to Chemical Bonding)

ઇલેક્ટ્રોનના સંદર્ભમાં રાસાયણિક બંધનની રચના સમજાવવા માટે ઘણા પ્રયત્નો થયા હતા. પરંતુ માત્ર 1916માં કોસેલ અને લુઈસ સ્વતંત્ર રીતે સંતોષકારક સમજણ આપવામાં સફળ રહ્યા. તેઓ સૌપ્રથમ હતા જેમણે સંયોજકતા વિશે તર્કબદ્ધ સમજૂતી આપી જે ઉમદા વાયુઓની નિર્ણયતા પર આધારિત હતી.

લુઈસે પરમાણુને એક ધનભાર ધરાવતા 'કર્નેલ' (Kernel) (કેન્દ્ર વત્તા અંદરના ઇલેક્ટ્રોન) તરીકે ગજ્યું અને જણાવ્યું કે બાબુ કોશમાં વધુમાં વધુ આઠ ઇલેક્ટ્રોન સમાઈ શકે. વિશેખમાં એ પણ જણાવ્યું કે આ આઠ ઇલેક્ટ્રોન કર્નેલની આસપાસ સમઘનના આઠેય ખૂણાઓ પર ગોઠવાય છે. આમ, સોડિયમનો બાબુ કક્ષાનો ઇલેક્ટ્રોન સમઘનના એક ખૂણા પર ગોઠવાશે. જ્યારે ઉમદા વાયુની બાબતમાં આઠ ઇલેક્ટ્રોન ગોઠવાયેલા હશે. ઇલેક્ટ્રોનનું આ અષ્ટક વિશિષ્ટ રીતે સ્થાયી ઇલેક્ટ્રોનીય ગોઠવણી રજૂ કરે છે. લુઈસે પ્રતિપાદિત કર્યું કે પરમાણુ જ્યારે રાસાયણિક બંધનથી જોડાય છે, ત્યારે સ્થાયી અષ્ટક પ્રાપ્ત કરે છે. સોડિયમ અને ક્લોરિનની બાબતમાં સોડિયમાંથી એક ઇલેક્ટ્રોન ક્લોરિન પરમાણુમાં બદલી પામે છે જેથી Na^+ અને Cl^- આયન આપે છે. Cl_2 , H_2 , F_2 વગેરે જેવા બીજા અણુઓમાં બંધ પરમાણુઓના ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મની ભાગીદારીથી બને છે. આ પ્રક્રિયામાં દરેક પરમાણુ ઇલેક્ટ્રોનનું સ્થાયી બાબુ અષ્ટક પ્રાપ્ત કરે છે.

લુઈસ સંજ્ઞાઓ : અણુની રચનામાં માત્ર બાબુ કોશના ઇલેક્ટ્રોન રાસાયણિક બંધનમાં ભાગ લે છે અને તે સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોન તરીકે ઓળખાય છે. અંદરના કોશના ઇલેક્ટ્રોન સારી રીતે સંરક્ષિત રહે છે અને સામાન્ય રીતે સંયોગિકરણ પ્રક્રિયામાં સમાવિષ્ટ થતાં નથી. અમેરિકન રસાયણશાસ્ત્રી જી. એન. લુઈસ (G. N. Lewis) પરમાણુમાં સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોન દર્શાવવા માટે સાદા સંકેતો દાખલ કર્યો. આ સંકેતો લુઈસ સંજ્ઞા કહેવાય છે. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો બીજા આવર્તના તત્ત્વોની લુઈસ સંજ્ઞા નીચે પ્રમાણે છે :



લુઈસ સંજ્ઞાની સાર્થકતા (significance) : તત્ત્વની ચોપાસના બિંદુ સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા દર્શાવે છે. આ

સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા તત્ત્વની સામાન્ય અથવા સમૂહ સંયોજકતા ગણવામાં મદદરૂપ થાય છે. સામાન્ય રીતે સમૂહ સંયોજકતા લુઈસ સંજ્ઞામાં ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા અને આઠમાંથી બિંદુની સંખ્યા (અથવા સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોન) બાદ કરતાં મળે છે.

કોસેલે રાસાયણિક બંધનના સંબંધમાં નીચેની હકીકતો પ્રત્યે ધ્યાન દોર્યું.

- આવર્તકોષ્ટકમાં સૌથી ઊંચા વિદ્યુતત્ત્વા હેલોજન અને ઊંચી વિદ્યુતધન આલ્કલી ધાતુઓ ઉમદા વાયુથી અલગ કરેલ છે.
- હેલોજન પરમાણુમાંથી ઋણ આયન અથવા આલ્કલી ધાતુના ધન આયન અનુક્રમે ઇલેક્ટ્રોન મેળવીને અથવા ગુમાવીને રચાય છે.
- આ રીતે બનેલા ઋણ અને ધન આયનો સ્થાયી ઉમદા વાયુ જેવી ઇલેક્ટ્રોનીય રચના પ્રાપ્ત કરે છે. ઉમદા વાયુઓ (દિલિયમને અપવાદ સાથે જે બે જ ઇલેક્ટ્રોન ધરાવે છે.) આઠ ઇલેક્ટ્રોનની (અષ્ટક) સ્થાયી બાબુ કોશ રચના ઇલેક્ટ્રોન $ns^2 np^6$ આપે છે.
- ઋણ અને ધન આયનો સ્થિરવિદ્યુતીય આકર્ષણથી સ્થાયી થાય છે.

ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો સોડિયમ અને ક્લોરિનમાંથી NaCl ની રચના ઉપરની પદ્ધતિ પ્રમાણે નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :



એ જ પ્રમાણે CaF_2 ની રચના નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :



ધન આયન અને ઋણ આયન વચ્ચે સ્થિરવિદ્યુતીય આકર્ષણા પરિણામરૂપે રચાતા આ બંધને વિદ્યુતસંયોજક

બંધ (electrovalent bond) કહે છે. આમ, વિદ્યુતસંયોજકતા આયન પરના એકમ ભારની સંખ્યા છે. આમ ધન કેલ્વિયમની વિદ્યુતસંયોજકતાનો બે વડે નિર્દેશ થાય છે, જ્યારે ફ્લોરિનની અક્ષર વિદ્યુતસંયોજકતા એક તરીકે નિર્દેશિત થાય છે.

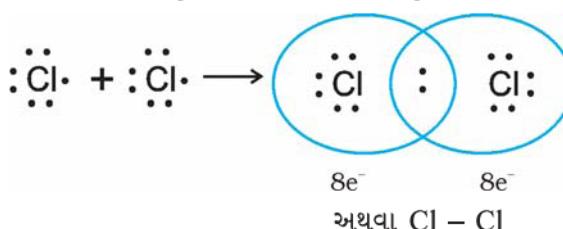
કોસેલ કરેલી અભિધારણાઓ ઈલેક્ટ્રોન ડેર્ફેર વડે આયનની રચનાને અને આયનીય સ્ફટિકમય સંયોજનો અંગેનો આધુનિક ખ્યાલ પૂરો પાડે છે. આયનીય સંયોજનની સમજણમાં અને પદ્ધતિકરણ માટે કોસેલની અભિધારણાઓ ખૂબ જ મૂલ્યવાન બનેલ છે. તે સાથે સાથે તેમણે એ પણ હકીકતને પિણાળી કે મોટા ભાગના સંયોજનો આ ખ્યાલ સાથે મેળ ધરાવતા નથી.

4.1.1 અષ્ટક નિયમ (Octet Rule)

કોસેલ અને લુઈસે 1916માં પરમાણુઓ વચ્ચે રાસાયણિક સંયોગિકરણનો અગત્યનો સિદ્ધાંત વિકસાવ્યો જે રાસાયણિક બંધનનો ઈલેક્ટ્રોનીય વાદ છે. આ નિયમ પ્રમાણે પરમાણુઓ સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોન એક પરમાણુમાંથી બીજા પરમાણુમાં સ્થાનાંતરણ (transfer) દ્વારા (ઇલેક્ટ્રોન મેળવીને કે ગુમાવીને) અથવા સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોનની ભાગીદારી કરી તેમની સંયોજકતા કોશોનું અષ્ટક બનાવે છે. આને અષ્ટક નિયમ કહે છે.

4.1.2 સહસંયોજક બંધ (Covalent Bond)

લેંગમ્યુર (Langmuir) 1919માં લુઈસ (Lewis)ની ધારણામાં સુધારો સૂચવ્યો અને અષ્ટકની સ્થાયી સમયનીય રચનાને ફગાવી દીધી. તેને બદલે સહસંયોજક બંધ પર્યાય દાખલ કર્યો. લુઈસ-લેંગમ્યુર સિદ્ધાંત Cl_2 અણુની રચનાથી સમજ શકાય. $[\text{Ne}]3s^23p^5$ ઈલેક્ટ્રોનીય રચના ધરાવતો Cl પરમાણુ આર્ગોન રચના કરતાં એક ઈલેક્ટ્રોન ઓછો ધરાવે છે. Cl_2 અણુની રચના એ રીતે સમજ શકાય કે દરેક ક્લોરિન પરમાણુ ઈલેક્ટ્રોન યુગ્મ(pair)ની ભાગીદારી કરે છે. દરેક Cl પરમાણુ એકએક ઈલેક્ટ્રોન આપીને સહિયારી જોડ બનાવે છે. આમ કરવામાં બન્ને ક્લોરિન પરમાણુ બાબુ કોશનું અષ્ટક નજીકના ઉમદા વાયુ (એટલે આર્ગોન) જેવું પ્રાપ્ત કરે છે.

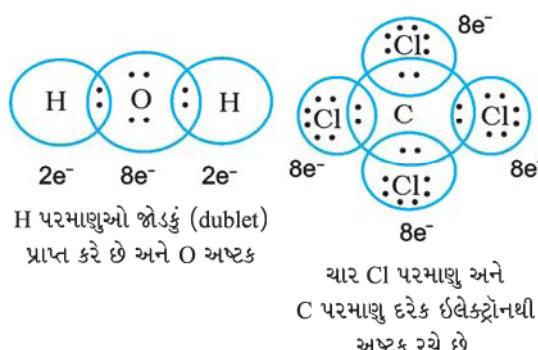


બે Cl પરમાણુઓ વચ્ચે સહસંયોજક બંધ

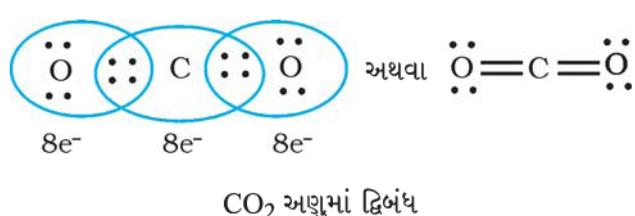
બિંદુઓ ઈલેક્ટ્રોનને દર્શાવે છે. આવી રચના લુઈસ રચના તરીકે ઓળખાય છે.

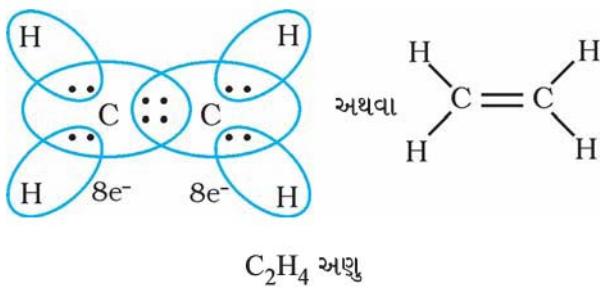
બીજા અણુઓ માટે પણ લુઈસ બિંદુ રચના લખી શકાય. જેમાં સંયોજતા પરમાણુઓ એકસરખા હોય અથવા અલગ અલગ હોય. જરૂરી શરતો આ પ્રમાણે છે :

- દરેક બંધ પરમાણુઓ વચ્ચે ઈલેક્ટ્રોન ભાગીદારીનું પરિણામ છે.
- દરેક સંયોજતો પરમાણુ ભાગીદારી યુગ્મને ઓછામાં ઓછો એક ઈલેક્ટ્રોન આપે છે.
- ઈલેક્ટ્રોનની ભાગીદારીના પરિણામરૂપે સંયોજતા પરમાણુઓની બાબુ કોશ ઉમદા વાયુ જેવી રચના ધારણ કરે છે.
- આમ પાણી અને કાર્બન ટેટ્રાક્લોરાઇડ અણુઓમાં સહસંયોજક બંધની રચના નીચે પ્રમાણે છે :

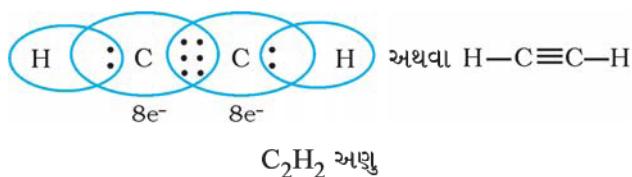
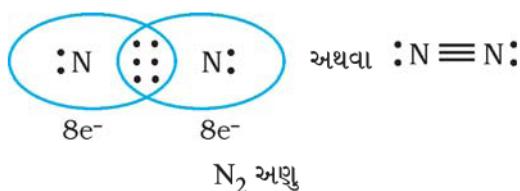


આમ જ્યારે બે પરમાણુ એક-એક ઈલેક્ટ્રોનની ભાગીદારી કરી યુગ્મ રચે છે તેને એક સહસંયોજક બંધથી જોડાયેલા કહેવાય છે. ઘણા અણુઓ પરમાણુઓ વચ્ચે આપણાને બહુ(ગુણક) (multiple) બંધ મળે છે. બહુ બંધની રચના એમ દર્શાવે છે કે બે પરમાણુઓ વચ્ચે એક કરતાં વધારે ઈલેક્ટ્રોન યુગ્મ છે. જો પરમાણુઓ ઈલેક્ટ્રોનના બે યુગ્મોની ભાગીદારી કરે તો તેમની વચ્ચે રચાતા સહસંયોજક બંધને દ્વિબંધ કરે છે. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો કાર્બન ડાયોક્સાઇડ અણુમાં કાર્બન અને ઓક્સિજન પરમાણુઓ વચ્ચે બે દ્વિબંધ આપણાને મળશે. એ જ પ્રમાણે ઈથીન અણુમાં બે કાર્બન પરમાણુઓ દ્વિબંધથી જોડાયેલ છે.





જ્યારે સંયોજાતા પરમાણુઓ ત્રણ ઈલેક્ટ્રોન યુગમની ભાગીદારી કરે છે જેમકે N_2 અણુ બે નાઈટ્રોજન પરમાણુ અને બે કાર્બન પરમાણુઓ ઈથાઈન અણુમાં. તેથી ત્રિબંધ રચાય છે.



4.1.3 સાદા અણુઓની લુઈસ રજૂઆત (લુઈસ રચનાઓ) (Lewis Representation of Simple Molecules - the Lewis Structures)

લુઈસ બિંદુ રચના અણુઓ અને આયનોમાં બંધન તેમની ભાગીદારી કરેલા ઈલેક્ટ્રોન યુગમ અને અષ્ટક નિયમના સંદર્ભમાં સમજાવે છે. આવું ચિત્ર અણુનું બંધન અને વર્તણૂક સંપૂર્ણ રીતે સમજાવી શકે નહિ, પરંતુ મહદ્દુ અંશે અણુની રચના અને ગુણવર્ણને સમજવામાં મદદરૂપ બને છે. આથી અણુઓની લુઈસ બિંદુ રચના લખવી ઘણી ઉપયોગી છે. લુઈસ બિંદુ રચના નીચેના સોપાનો સ્વીકારીને લખી શકાય.

- રચના લખવા માટે જરૂરી ઈલેક્ટ્રોનની કુલ સંખ્યા સંયોજાતા પરમાણુઓના સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોનનો ઉમેરો કરીને મેળવાય છે. ઉદાહરણ તરીકે CH_4 અણુમાં બંધન માટે આઠ સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્ત છે. (4 કાર્બનમાંથી અને ચાર હાઇડ્રોજનના ચાર પરમાણુમાંથી).
- ક્રાણાયન માટે દરેક ક્રાણાભારનો અર્ધ એમ થાય કે એક ઈલેક્ટ્રોનનો ઉમેરો ધનાયન માટે ધનભાર કુલ સંયોજકતા

ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યામાંથી એકની બાદબાકી. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો CO_3^{2-} આયનનો બે ક્રાણાભાર સૂચવે છે કે તત્ત્વ પરમાણુ માટે જરૂરી ઈલેક્ટ્રોન કરતાં બે વધારે છે. NH_4^+ આયન માટે એક ધનભાર સૂચવે છે કે તત્ત્વ પરમાણુઓમાંના સમૂહમાંથી એક ઈલેક્ટ્રોન ગુમારે છે.

- જો સંયોજાતા પરમાણુઓની રાસાયણિક સંજ્ઞાઓ જાણતા હોઈએ અને માળખાંકિય (skeletal) રચનાનું (જ્ઞાન હોય અથવા સમજાણપૂર્વક અનુમાન કરેલું હોય) જ્ઞાન હોય તો ઈલેક્ટ્રોનની કુલ સંખ્યાને કુલ બંધન પ્રમાણમાં બંધન યુગમ ભાગીદારીની વહેંચણી પરમાણુઓ વચ્ચે કરી શકાય છે.
- સામાન્ય રીતે આણ/આયનમાં સૌથી ઓછો વિદ્યુતક્રાણ પરમાણુ કેન્દ્રમાં સ્થાન લે છે. ઉદાહરણ તરીકે NF_3 અને CO_3^{2-} માં નાઈટ્રોજન અને કાર્બન કેન્દ્રીય પરમાણુઓ છે, જ્યારે ફ્લોરિન અને ઓક્સિજન છેડાના (terminal) સ્થાન પ્રાપ્ત કરે છે.
- એકલ બંધની ઈલેક્ટ્રોન ભાગીદારીની જોડ માટે ગણતરી કર્યા પછી વધારાના ઈલેક્ટ્રોન યુગમ બહુ બંધનમાં ઉપયોગમાં લેવાય છે અથવા અબંધકારક યુગમ (lone pair) તરીકે રહે છે. મૂળ જરૂરિયાત એ છે કે બંધિત પરમાણુ ઈલેક્ટ્રોનનું અષ્ટક પ્રાપ્ત કરે. કોષ્ટક 4.1માં કેટલાક અણુઓ/આયનોની લુઈસ રજૂઆત આપવામાં આવી છે.

કોષ્ટક 4.1 કેટલાક અણુઓની લુઈસ રજૂઆત

અણુ/આયન	લુઈસ રજૂઆત	
H_2	$\text{H} : \text{H}^*$	$\text{H} - \text{H}$
O_2	$: \ddot{\text{O}} : \ddot{\text{O}} :$	$: \ddot{\text{O}} = \ddot{\text{O}} :$
O_3	$\begin{matrix} \ddot{\text{O}}^+ : \\ \\ \ddot{\text{O}}^- : \ddot{\text{O}}^- : \end{matrix}$	$\begin{matrix} \ddot{\text{O}}^+ \\ \\ \ddot{\text{O}}^- \end{matrix}$
NF_3	$\begin{matrix} :\ddot{\text{F}} : \ddot{\text{N}} : \ddot{\text{F}} : \\ \\ :\ddot{\text{F}} : \end{matrix}$	$\begin{matrix} :\ddot{\text{F}}- \ddot{\text{N}}-\ddot{\text{F}} : \\ \\ :\ddot{\text{F}}: \end{matrix}$
CO_3^{2-}	$\left[\begin{matrix} :\ddot{\text{O}}^- : \\ \\ \text{C} \\ \\ :\ddot{\text{O}}^- : \end{matrix} \right]^{2-}$	$\left[\begin{matrix} :\ddot{\text{O}}^- : \\ \\ \text{C} \\ \\ :\ddot{\text{O}}^- : \end{matrix} \right]^{2-}$
HNO_3	$\begin{matrix} \ddot{\text{O}}^- : \text{N}^+ : \ddot{\text{O}}^- : \text{H} \\ \\ :\ddot{\text{O}}^- : \end{matrix}$	$\begin{matrix} \ddot{\text{O}}^- = \text{N}^+ - \ddot{\text{O}}^- - \text{H} \\ \\ :\ddot{\text{O}}^- : \end{matrix}$

* દરેક H પરમાણુ લિલિયમની રચના પ્રાપ્ત કરે છે (ઈલેક્ટ્રોનનું જોડકું).

કોયડો 4.1

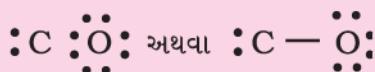
CO અણુની લુઈસ બિંદુ રચના લખો.

ઉકેલ :

સોપાન 1 : કાર્બન અને ઓક્સિજન પરમાણુના કુલ સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોન ગણો. કાર્બન અને ઓક્સિજન પરમાણુઓની બાધ્ય (સંયોજકતા) કોશ રચના અનુક્રમે $2s^22p^2$ અને $2s^22p^4$ પ્રાપ્ત ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા $4 + 6 = 10$ થશે.

સોપાન 2 : COની માળખાંકિય રચના CO તરીકે લખી શકાય.

સોપાન 3 : C અને O વચ્ચે એકલ બંધ (ભાગીદારી ઈલેક્ટ્રોન યુગ્મ) દોરો અને O ઉપર અષ્ટક પૂર્ણ કરો. બાકીના બે ઈલેક્ટ્રોન C પરનું અબંધકારક યુગ્મ છે.



આ કાર્બન પર અષ્ટક પૂરું થતું નથી અને તેથી C અને O પરમાણુ વચ્ચે બહુ બંધ(ન્યિબંધની બાબતમાં)નો સહારો લેવો પડે. આ પ્રમાણે કરવાથી બન્ને પરમાણુઓ માટેના અષ્ટક નિયમોની શરતોને સંતોષી શકાશે.

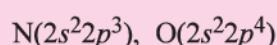


કોયડો 4.2

નાઈટ્રોઇટ આયન NO_2^- ની લુઈસ રચના લખો.

ઉકેલ :

સોપાન 1 : નાઈટ્રોજન પરમાણુ અને ઓક્સિજન પરમાણુના કુલ ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા અને એક વધારાનો ઈલેક્ટ્રોન ઋણ આયનનો ગણો.



$$5 + 2(6) + 1 = 18 \text{ ઈલેક્ટ્રોન}$$

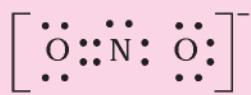
સોપાન 2 : NO_2^- ની માળખાંકિય રચના O N O.

સોપાન 3 : નાઈટ્રોજન અને દરેક ઓક્સિજન પરમાણુઓ વચ્ચે એકલ બંધ (એક ભાગીદારી ઈલેક્ટ્રોન યુગ્મ),

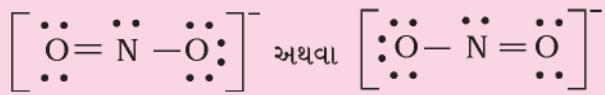
ઓક્સિજન પરમાણુઓના અષ્ટક પૂર્ણ કરો. આમ કરવા છતાં નાઈટ્રોજન પર અષ્ટક પૂર્ણ થતું નથી. બાકી રહેલા બે ઈલેક્ટ્રોન તેના પર અબંધકારક યુગ્મ તરીકે રહેશે.



આથી આપણે નાઈટ્રોજન અને ગમે તે એક ઓક્સિજન વચ્ચે બહુ બંધનનો સહારો લેવો પડશે (આ બાબતમાં દ્વિબંધ). આને પરિણામે લુઈસ બિંદુ રચના નીચે પ્રમાણે થશે :



અથવા



4.1.4 નિયમનિષ્ઠ ભાર (Formal Charge)

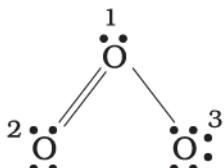
બહુપરમાણીય આયનોની બાબતમાં અણુઓના ખરેખર આકાર સામાન્ય રીતે લુઈસ બિંદુ રચનાથી રજૂ કરી શકતા નથી. કારણ કે આયનમાં દરેક પરમાણુથી નહિ, પરંતુ એકંદરે આયન પરનો કુલ ભાર ધરાવે છે, પરંતુ દરેક પરમાણુ પર નિયમનિષ્ઠ ભાર સૂચવવાનું શક્ય છે. બહુપરમાણીય અણુ અથવા આયનના નિયમનિષ્ઠ ભારની વ્યાખ્યા આપી શકાય. અલગ અથવા મુક્ત અવસ્થામાં પરમાણુ હોય ત્યારે સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા અને લુઈસ રચના પ્રમાણે તે પરમાણુને સૂચિત ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યાના તફાવતને નિયમનિષ્ઠ ભાર કહે છે. તે નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$\text{લુઈસ રચનામાં પરમાણુ પરનો} \\ \text{નિયમનિષ્ઠ ભાર (F.C.)} =$$

$$\left[\begin{array}{c} \text{મુક્ત પરમાણુમાં} \\ \text{સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોનની} \\ \text{કુલ સંખ્યા} \end{array} \right] - \left[\begin{array}{c} \text{અબંધકારક} \\ \text{ઈલેક્ટ્રોનની કુલ} \\ \text{સંખ્યા} \end{array} \right] \\ - \frac{1}{2} \left[\begin{array}{c} \text{બંધકારક ઈલેક્ટ્રોન} \\ \text{(ભાગીદારી કરેલા} \\ \text{ઈલેક્ટ્રોન)ની કુલ સંખ્યા} \end{array} \right]$$

આ ગણતરી એ ધારણાના આધારે કરવામાં આવી છે કે અણુમાં દરેક પરમાણુના દરેક ભાગીદાર યુગમનો એક ઈલેક્ટ્રોન અને અબંધકારક યુગમના બન્ને ઈલેક્ટ્રોન તેના પોતાના છે.

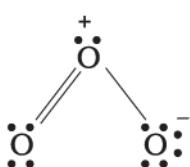
આપણે ઓળોન અણુ (O_3)નો વિચાર કરીએ. O_3 ની લુઈસ રચના નીચે પ્રમાણે દોરી શકાય :



પરમાણુઓને 1, 2, 3 કમ આપેલ છે. નિયમનિષ્ઠ ભાર નીચે પ્રમાણે થશે :

- મધ્યસ્થ O પરમાણુ જેને 1થી દર્શાવેલ છે.
 $= 6 - 2 - \frac{1}{2}(6) = +1$
- છંડા પરનો O પરમાણુ જેને 2થી દર્શાવેલ છે.
 $= 6 - 4 - \frac{1}{2}(4) = 0$
- છંડા પરનો O પરમાણુ જેને 3થી દર્શાવેલ છે.
 $= 6 - 6 - \frac{1}{2}(2) = -1$

આથી O_3 ને નિયમનિષ્ઠ ભાર સાથે નીચે પ્રમાણે રજૂ કરી શકીએ :



આપણે સમજવું જોઈએ કે નિયમનિષ્ઠ ભાર અણુમાં સાચું ભાર અલગીકરણ દર્શાવતો નથી. ભારનો નિર્દેશ કરવાથી આપણને અણુમાં સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોનનો માર્ગ (track) જાણવામાં મદદ કરે છે. નિયમનિષ્ઠ ભાર શક્ય લુઈસ રચનાઓની સંખ્યામાંથી નિભન્તમ ઊર્જા ધરાવતી રચનાની પસંદગી કરવામાં મદદરૂપ થાય છે. સામાન્ય રીતે નિભન્તમ ઊર્જા રચના એ છે કે જેમાં સૌથી ઓછો નિયમનિષ્ઠ ભાર છે. નિયમનિષ્ઠ ભાર એવું પરિબળ (factor) છે જે બંધનના શુદ્ધ સહસંયોજક ઘ્યાલ જેમાં પડેશી પરમાણુઓથી સમાન રીતે ભાગીદાર થયેલ ઈલેક્ટ્રોન યુગમ છે.

4.1.5 અષ્ટક નિયમની મર્યાદાઓ (Limitations of the Octet Rule)

અષ્ટક નિયમ ઉપયોગી હોવા છતાં પણ સાર્વત્રિક નથી. મોટા ભાગના કાર્બનિક સંયોજનોની રચના સમજવા માટે ઉપયોગી છે અને તે મુજબથી આવર્તકોષ્ટકના બીજા આવર્તના તત્ત્વોને લાગુ પડે છે. આ અષ્ટકના નિયમને ગ્રાન્થ પ્રકારના અપવાદ છે.

મધ્યસ્થ પરમાણુનું અપૂર્ણ અષ્ટક : કેટલાક સંયોજનોનાં મધ્યસ્થ પરમાણુની આસપાસ ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા આઠ કરતાં ઓછી હોય છે. આ ખાસ કરીને જે તત્ત્વોના સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોન ચાર કરતાં ઓછા છે તેને માટે છે. ઉદાહરણ તરીકે $LiCl$, BeH_2 અને BCl_3 .



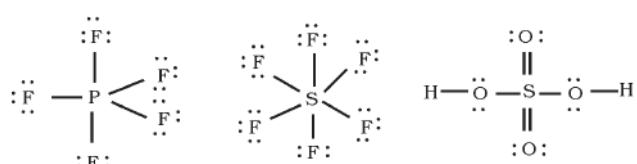
Li , Be અને B અનુક્રમે 1, 2 અને 3 સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોન ધરાવે છે, આવા બીજા સંયોજનો $AlCl_3$, BF_3 છે.

એકી ઈલેક્ટ્રોન અણુઓ : એકી ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ધરાવતા અણુઓ જેવાં કે નાઈટ્રિક ઓક્સાઇડ NO અને નાઈટ્રોજન ડાયોક્સાઇડ NO_2 માં દરેક પરમાણુ માટે અષ્ટક નિયમ સંતોષકારક નથી.



વિસ્તરિત (Expanded) અષ્ટક : આવર્તકોષ્ટકના બીજા અને પછીના આવર્તોમાં $3s$ અને $3p$ કક્ષકો ઉપરાંત $3d$ -કક્ષકો બંધન માટે પ્રાય હોય છે. આ તત્ત્વોના ઘણા સંયોજનોમાં મધ્યસ્થ પરમાણુની આસપાસ આઠ કરતાં વધારે ઈલેક્ટ્રોન હોય છે. આને વિસ્તરિત અષ્ટક કહે છે. આવી બાબતોમાં અષ્ટક નિયમ લાગુ પડતો નથી.

આવા સંયોજનોના કેટલાક ઉદાહરણો જેવાં કે PF_5 , SF_6 , H_2SO_4 અને ઘણા બધા સવર્ગ સહસંયોજક સંયોજનો.



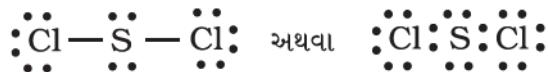
P પરમાણુની આસપાસ
10 ઈલેક્ટ્રોન

12 ઈલેક્ટ્રોન

S પરમાણુની આસપાસ
12 ઈલેક્ટ્રોન

સલ્ફર પરમાણુની
આસપાસ 12 ઈલેક્ટ્રોન

એ રસપ્રદ છે કે સલ્ફર પરમાણુ ઘણા સંયોજનો બનાવે છે, જેમાં અષ્ટકનો નિયમ પળાય છે. સલ્ફર ડાયક્લોરોઇડમાં S પરમાણુને તેની આસપાસ ઈલેક્ટ્રોનનું અષ્ટક હોય છે.



અષ્ટક નિયમની બીજી ખામીઓ :

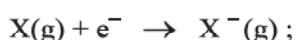
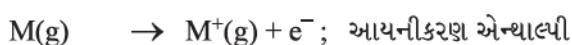
- એ સ્પષ્ટ છે કે અષ્ટક નિયમ ઉમદા વાયુઓની રસાયણિક નિષ્ઠિતતાના પાયા પર રચાયેલો છે. આમ છતાં કેટલાંક ઉમદા વાયુઓ (ઝેનોન અને કિપ્ટોન) ઓક્સિજન અને ફ્લોરિન સાથે સંયોજાય છે અને XeF_2 , KrF_2 , XeOF_2 વગેરે જેવા ઘણા સંયોજનો બનાવે છે.
- આ સિદ્ધાંત અણુઓના આકાર સમજાવી શકતો નથી.
- તે અણુઓની સાપેક્ષ સ્થાયીતા પણ સમજાવી શકતો નથી અને અણુની ઊર્જા બાબતમાં સંપૂર્ણ મૂક (silent) છે.

4.2 આયનીય અથવા વિદ્યુતસંયોજક બંધ (Ionic or Electrovalent Bond)

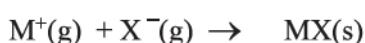
કોસેલ અને લુઈસના સિદ્ધાંતના ઉપયોગથી આયનીય બંધની રચના સમજતાં તે એમ દર્શાવે છે કે આયનીય સંયોજનો નીચેની બાબતો પર આધાર રાખશે :

- અનુવર્તી તટસ્થ પરમાણુઓમાંથી ધન અથવા ઋણ આયનોની બનવાની સરળતા.
- ધનમાં ધન અને ઋણ આયનોની ગોઠવણી એટલે કે સ્ફટિકમય સંયોજનની લેટિસ.

ધન આયનની રચનામાં આયનીકરણ સંકળાયેલ છે એટલે કે ઈલેક્ટ્રોનનું તટસ્થ પરમાણુમાંથી દૂર થવું અને ઋણ આયનની રચના એટલે ઈલેક્ટ્રોનનો તટસ્થ પરમાણુમાં ઉમેરો.



ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ (gain) અન્યાલ્પી

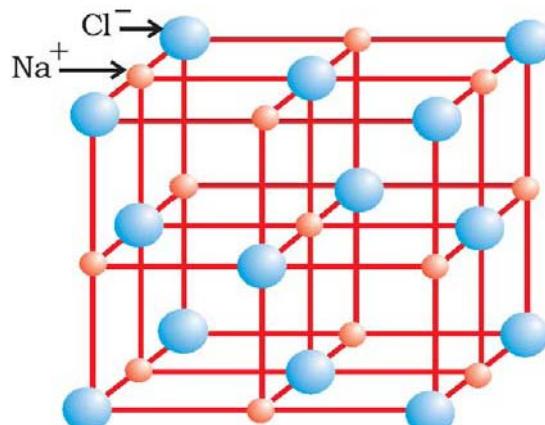


ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ અન્યાલ્પી (Δ_{egH}) એટલે વાયુમય કલામાં પરમાણુ તેની ધરા અવસ્થામાં ઈલેક્ટ્રોન મેળવે છે તે અન્યાલ્પી ફેરફાર છે. ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ ઘટના ઉભાક્ષેપક અથવા ઉભાશોષક હોઈ શકે છે, જ્યારે બીજી તરફ આયનીકરણ અન્યાલ્પી હંમેશાં ઉભાશોષક હોય છે. ઈલેક્ટ્રોન બંધુતા ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ સાથે સંકળાયેલ ઊર્જા ફેરફારનું ઋણ મૂલ્ય છે.

આથી એ સહજ છે કે આયનીય બંધ પ્રમાણમાં નીચી આયનીકરણ અન્યાલ્પી ધરાવતા તત્ત્વો અને ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ અન્યાલ્પીના ઊંચા ઋણ મૂલ્ય ધરાવતા તત્ત્વો વચ્ચે રચાશે.

મોટા ભાગના આયનીય સંયોજનોમાં ધનાયન ધાત્વીય તત્ત્વોમાંથી વ્યુત્પિત થાય છે અને ઋણાયન અધાત્વીય તત્ત્વોમાંથી બનેલો એમોનિયમ આયન (NH_4^+) અપવાદ છે. તે ઘણા આયનીય સંયોજનોમાં ધનાયન રચે છે.

આયનીય સંયોજનો સ્ફટિકમય અવસ્થામાં હોય છે. જે ધનાયન અને ઋણાયનની કુલબીય પારસ્પરિક કિયા ઉર્જાથી સાથે જકડાઈને કમબદ્ધ નિપરિમાણીય ગોઠવણી ધરાવે છે. આ સંયોજનો જુદી જુદી સ્ફટિક રચનામાં સ્ફટિકિકરણ પામે છે જે આયનના કદ, તેમની પોંકિગ ગોઠવણી અને અન્ય પરિબળો પર આધારિત હોય છે. સોલિયમ ક્લોરાઇડ NaCl (rock salt)ની સ્ફટિક રચના નીચે દર્શાવેલ છે.



NaCl (rock salt)ની રચના

આયનીય સંયોજનોમાં ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ અન્યાલ્પી અને આયનીકરણ અન્યાલ્પીનો સરવાળો ધન હોય તેમ છતાં પણ સ્ફટિક રચનાની સ્થાયીતા સ્ફટિક લેટિસની રચનામાં મુક્ત થતી ઊર્જાને કારણે હોય છે. ઉદાહરણ તરીકે, Na(g) માંથી $\text{Na}^+(\text{g})$ ની રચનાની આયનીકરણ અન્યાલ્પી $495.8 \text{ kJ mol}^{-1}$ છે. જ્યારે $\text{Cl(g)} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-(\text{g})$ માટેની ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ અન્યાલ્પી માત્ર $-348.7 \text{ kJ mol}^{-1}$ છે. એ બન્નેનો સરવાળો $147.1 \text{ kJ mol}^{-1}$ NaCl(s) ની લેટિસ સર્જન અન્યાલ્પી

(-788 kJ mol^{-1}) સાથે વળતરરૂપ થવા છતાં પણ વધુ છે. આથી આ પ્રક્રિયામાં શોષાયેલી ઊર્જા કરતાં છૂટી પડેલી ઊર્જા વધારે છે.

આમ, આયનીય સંયોજનની સ્થાયીતાનું ગુણાત્મક માપન તેની લેટિસની સર્જન એન્થાલ્પી દ્વારા પૂરું પાડવામાં આવે છે નહિ કે વાયુમય અવસ્થામાં આયનીય સ્પીસિઝની ફરતે માત્ર અસ્ટકની પ્રાપ્તિથી.

લેટિસ એન્થાલ્પી આયનીય બંધના સર્જનમાં ચાવીરૂપ ભૂમિકા બજવે છે. તેના અંગે વિશેષ શીખવું અગત્યનું છે.

4.2.1 લેટિસ એન્થાલ્પી (Lattice Enthalpy)

આયનીય ઘનની લેટિસ એન્થાલ્પી આ રીતે વ્યાખ્યાયિત કરી શકાય. એક મોલ ઘન સંયોજનને સંપૂર્ણપણે તેના વાયુમય ઘટકીય આયનોમાં ફેરવવા માટે જરૂરી ઊર્જા છે. ઉદાહરણ તરીકે NaClની લેટિસ એન્થાલ્પી 788 kJ mol^{-1} છે. આનો અર્થ એમ કે એક મોલ ઘન NaClને અનંત અંતરે એક મોલ $\text{Na}^+(\text{g})$ અને એક મોલ $\text{Cl}^-(\text{g})$ માં ફેરવવા માટે 788 kJ ઊર્જાની જરૂર પડશે.

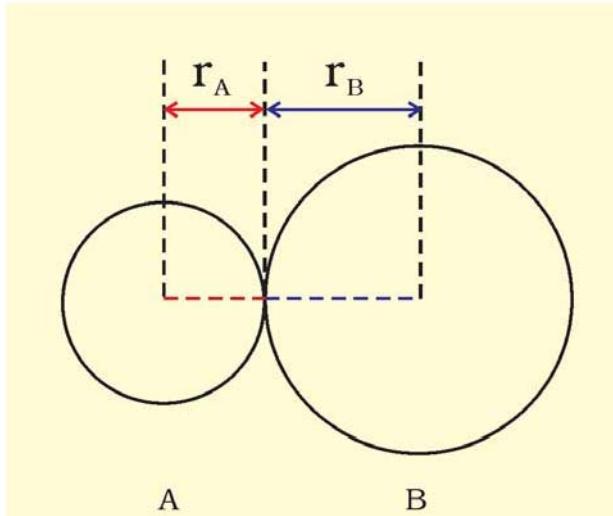
આ ઘટનામાં અસમાન ભાર ધરાવતા આયનો વચ્ચે આકર્ષણ અને સમાન ભાર ધરાવતા આયનો વચ્ચેના અપાકર્ષણ બળનો સમાવેશ થાય છે. ઘન સ્ફટિક ત્રિપરિમાળીય હોવાથી માત્ર આકર્ષણ અને અપાકર્ષણ બળો વચ્ચેની પારસ્પરિક ડિયા પરથી લેટિસ એન્થાલ્પી સીધા જ ગણી શકાય નહિ. સ્ફટિક ભૂમિતે સાથે સંકળાયેલ પરિબળોનો સમાવેશ કરવો પડે.

4.3 બંધ પ્રાયલો (Bond Parameters)

4.3.1 બંધ લંબાઈ (Bond Length)

બંધ લંબાઈને આ પ્રમાણે વ્યાખ્યાયિત કરી શકાય. અણુમાં જોડાયેલા બે પરમાણુના કેન્દ્રો વચ્ચેના સંતુલિત અંતરને બંધ લંબાઈ કહે છે. બંધ લંબાઈ વર્ણપટદર્શકીય પદ્ધતિઓ, ક્ષ-કિરણ વિવર્તન અને ઇલેક્ટ્રોન વિવર્તન તકનિકોથી નક્કી કરી શકાય છે. જેનો અત્યાસ તમે ઉચ્ચતર ધોરણોમાં કરશો. બંધિત થયેલા પરમાણુઓની જોડ બંધલંબાઈમાં ફાળો આપે છે (આદૃતી 4.1). સહસંયોજક બંધમાં દરેક પરમાણુનો ફાળો તે પરમાણુની સહસંયોજક ત્રિજ્યા કહેવાય છે.

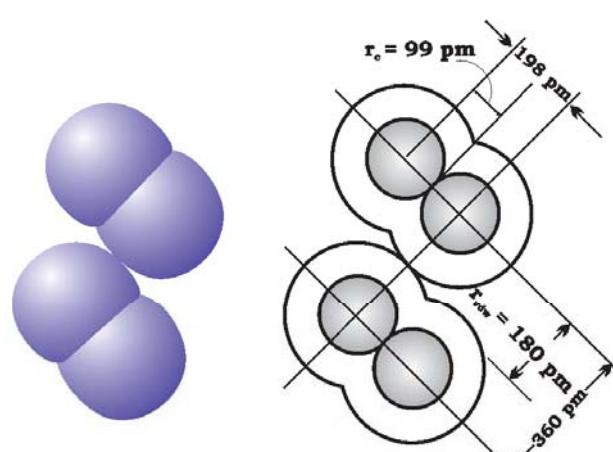
બંધિત અવસ્થામાં કોઈ પરમાણુના કોર જે સંલગ્ન પરમાણુના કોર સાથે સંપર્કમાં હોય છે તેમની ત્રિજ્યા પરથી સહસંયોજક ત્રિજ્યા માપવામાં આવે છે. સમાન અણુમાં



આદૃતી 4.1 સહસંયોજક અણુ ABની બંધલંબાઈ

$$R = r_A + r_B \quad (R \text{ બંધ ત્રિજ્યા છે અને } r_A \text{ અને } r_B \text{ અનુક્રમે પરમાણુઓ A \text{ અને } B \text{ની સહસંયોજક ત્રિજ્યાઓ છે.)$$

સહસંયોજક બંધથી જોડાયેલા બે સમાન પરમાણુઓ વચ્ચેના અંતરનું અડધું મૂલ્ય છે. વાન્સ ડર વાલ્સ ત્રિજ્યા પરમાણુની એકંદરે ત્રિજ્યા દર્શાવે છે. જેમાં અબંધકારક પરિસ્થિતિમાંના સંયોજકતા કોશનો સમાવેશ કરે છે. ઉપરાંત, વાન્સ ડર વાલ્સ ત્રિજ્યા ઘનમાંના અલગ અલગ અણુઓમાંના બે સમાન પરમાણુઓ વચ્ચેના અંતરનું અડધું છે. ક્લોરિનની સહસંયોજક અને વાન્સ ડર વાલ્સ ત્રિજ્યાઓ આદૃતી 4.2માં દર્શાવેલ છે.



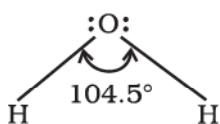
આદૃતી 4.2 ક્લોરિન અણુમાં સહસંયોજક અને વાન્સ ડર વાલ્સ ત્રિજ્યાઓ અંદરના વર્તુળ ક્લોરિન પરમાણુના કંદે અનુક્રમે રૂપ છે. (r_{vdw} અને r_c અનુક્રમે વાન્સ ડર વાલ્સ અને સહસંયોજક ત્રિજ્યાઓ છે.)

એકલ બંધ, દ્વિબંધ અને ત્રિબંધની કેટલીક ખાસ નિજ્યાઓ કોષ્ટક 4.2માં દર્શાવેલ છે. કેટલાક સામાન્ય અણુઓની બંધલંબાઈ કોષ્ટક 4.3માં આપેલી છે.

કેટલાક સામાન્ય તત્ત્વોની સહસંયોજક નિજ્યાઓની યાદી કોષ્ટક 4.4માં કરેલ છે.

4.3.2 બંધકોણ (Bond Angle)

અણુ/સંકીર્ણ આયનમાં મધ્યસ્થ પરમાણુની આસપાસ બંધન ઈલેક્ટ્રોન ધરાવતી કક્ષકોની વચ્ચે રચાતા ખૂણાને બંધકોણ તરીકે વ્યાખ્યાયિત કરી શકાય છે. બંધકોણ અંશમાં રજૂ કરવામાં આવે છે. જે વર્ણપટદર્શકીય પદ્ધતિઓ વડે પ્રાયોગિક રીતે નક્કી કરી શકાય છે. તે અણુ/સંકીર્ણ આયનમાંના મધ્યસ્થ પરમાણુની આસપાસ વહેંચાયેલી કક્ષકો વિશે કંઈક ઘાલ આપે છે અને તેથી તેનો આકાર નક્કી કરવામાં મદદરૂપ થાય છે. ઉદાહરણ તરીકે પાણીમાં H-O-H બંધકોણ નીચે પ્રમાણે રજૂ કરી શકાય :



4.3.3 બંધ એન્થાલ્પી (Bond Enthalpy)

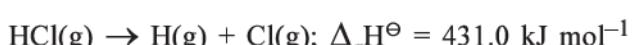
વાયુમય અવસ્થામાંના બે પરમાણુઓ વચ્ચે ખાસ પ્રકારના એક મોલ બંધને તોડવા માટે જરૂરી ઊર્જા તરીકે તેને વ્યાખ્યાયિત કરી શકાય છે. બંધ એન્થાલ્પીનો એકમ kJ mol^{-1} છે. ઉદાહરણ તરીકે હાઇડ્રોજન અણુમાં H-H બંધ એન્થાલ્પી $435.8 \text{ kJ mol}^{-1}$ છે.



આ જ પ્રમાણે બહુ બંધ ધરાવતા અણુઓની બંધ એન્થાલ્પી ઉદાહરણ તરીકે O_2 અને N_2 અણુની નીચે પ્રમાણે થશે :



એ અગત્યનું છે કે બંધ વિયોજન એન્થાલ્પી જેટલી વધારે તેટલું જ વધારે અણુમાં પ્રભળ બંધન. HCl જેવા વિષમકેન્દ્રીય દ્વિઅણુ માટે આપણાને મળશે.



બહુપરમાણવીય અણુઓમાં બંધ લંબાઈનું માપન ખૂબ જ જટિલ છે. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો H_2O ની બાબતમાં O-H બંધને તોડવા માટે જરૂરી એન્થાલ્પી સરખી નથી હોતી.

કોષ્ટક 4.2 કેટલાક એકલ, દ્વિબંધ અને ત્રિબંધની સરેરાશ બંધલંબાઈ

બંધપ્રકાર	સહસંયોજક બંધલંબાઈ (pm)
O-H	96
C-H	107
N-O	136
C-O	143
C-N	143
C-C	154
C=O	121
N=O	122
C=C	133
C=N	138
C≡N	116
C≡C	120

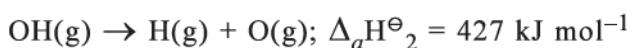
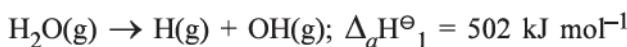
કોષ્ટક 4.3 કેટલાક સામાન્ય અણુમાં બંધલંબાઈ

અણુ	બંધલંબાઈ (pm)
H_2 (H - H)	74
F_2 (F - F)	144
Cl_2 (Cl - Cl)	199
Br_2 (Br - Br)	228
I_2 (I - I)	267
N_2 (N ≡ N)	109
O_2 (O = O)	121
HF (H - F)	92
HCl (H - Cl)	127
HBr (H - Br)	141
HI (H - I)	160

કોષ્ટક 4.4 સહસંયોજક નિજ્યાઓ $*r_{\text{cov}}$ /(pm)

H	37						
C	77(1)	N	74 (1)	O	66(1)	F	64
	67 (2)		65(2)		57 (2)	Cl	99
	60(3)		55(3)				
		P	110	S	104(1)	Br	114
					95(2)		
		As	121	Se	104	I	133
		Sb	141	Te	137		

* ઉપર દર્શાવેલા મૂલ્યો એકલ બંધના છે. સિવાય કે (કૌસ દર્શાવેલ). (એકમ 3 આવર્ત વલણ માટે જુઓ.)



$\Delta_a H^\ominus$ ના મૂલ્યોમાં તફાવત દર્શાવે છે કે બીજો OH બંધ કંઈક ફેરફાર પામે છે, કારણ કે રાસાયણિક પર્યાવરણ બદલાઈ જાય છે. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (ઇથેનોલ) અને પાણી જેવા અલગ અલગ અણુઓમાં સમાન O-H બંધને લીધે મળતા ઊર્જા ફેરફાર કારણરૂપ છે. આથી જ બહુપરમાણવીય અણુઓમાં સરેરાશ બંધ એન્થાલ્પી પર્યાય વપરાય છે. કુલ બંધ વિયોજન એન્થાલ્પીના મૂલ્યને તૂટેલા બંધની સંખ્યા વડે ભાગતાં તે મેળવાય છે. જે પાણીના અણુ માટે નીચે પ્રમાણે દર્શાવેલ છે.

$$\begin{aligned}\text{સરેરાશ બંધ એન્થાલ્પી} &= \frac{502 + 427}{2} \\ &= 464.5 \text{ kJ mol}^{-1}\end{aligned}$$

4.3.4 બંધકમાંક (Bond Order)

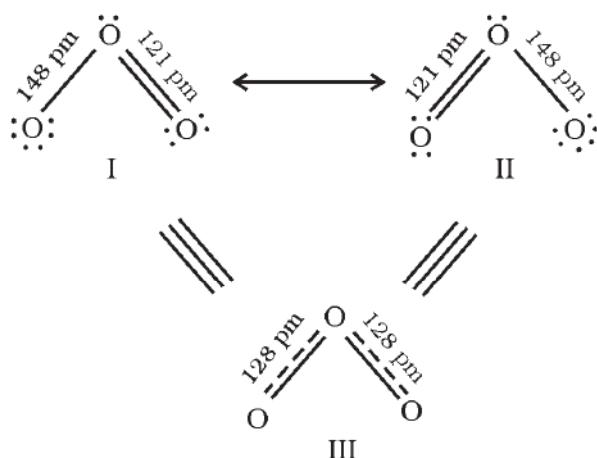
સહસંયોજક બંધના લુઈસ વર્ણનમાં બંધકમાંક અણુમાંના બે પરમાણુઓ વચ્ચેના બંધની સંખ્યા છે. બંધકમાંક ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો H_2 માં (એક ભાગીદારી ઈલેક્ટ્રોન યુગમ), O_2 માં (બે ભાગીદારી ઈલેક્ટ્રોન યુગમ) અને N_2 માં (ત્રણ ભાગીદારી ઈલેક્ટ્રોન યુગમ) અનુકૂળે 1, 2 અને 3 છે. એ જ પ્રમાણે CO માં C અને O વચ્ચે ત્રણ ભાગીદાર ઈલેક્ટ્રોન યુગમ છે. તેથી બંધકમાંક 3 છે અને તેની $\Delta_a H^\ominus$ 946 kJ mol⁻¹ છે જે દ્વિપરમાણવીય અણુઓ માટેના મૂલ્યોમાં સૌથી ઊંચી છે.

સમઈલેક્ટ્રોનીય અણુઓ અને આયનોને સમાન બંધકમાંક હોય છે. ઉદાહરણ તરીકે F_2 અને O_2^- ને બંધકમાંક 1 છે. N_2 , CO અને NO^+ ને બંધકમાંક 3 છે.

અણુઓની સ્થાપિતાને સમજવા માટે ઉપયોગી સામાન્ય સહસંબંધ એ છે કે બંધકમાંકમાં વધારો બંધ એન્થાલ્પીમાં વધારો કરે છે અને બંધ લંબાઈમાં ઘટાડો કરે છે.

4.3.5 સસ્પંદન રચનાઓ (Resonance Structures)

એવું અનેકવાર જણાયું છે કે એકલી લુઈસ રચના અણુમાં પ્રાયોગિક રીતે નક્કી કરેલા પ્રાયલ (parameters) સાથે સુસંગતતા સમજવવામાં અપૂરતા છે. ઉદાહરણ તરીકે O_3 અણુ નીચે દર્શાવ્યા પ્રમાણે રચના I અને II વડે સમાન રીતે રજૂ કરી શકાય.



આકૃતિ 4.3 O_3 અણુમાં સસ્પંદન

રચના I અને II બે વિહિત (canonical) રચના છે. જ્યારે III સસ્પંદન સંકર (hybrid) છે.

બન્ને રચનાઓમાં O-O એકલ બંધ છે અને O=O દ્વિબંધ પડ્યું છે. સામાન્ય O-O બંધ અને O=O બંધ લંબાઈ અનુકૂળે 148 pm અને 121 pm છે. પ્રાયોગિક રીતે નક્કી કરવામાં આવેલ O_3 અણુની બંધ લંબાઈ સરખી જ (128 pm) છે. આમ O_3 અણુના ઓક્સિજન-ઓક્સિજન બંધની લંબાઈ એકલ બંધ અને દ્વિબંધની વચ્ચે છે. જે લુઈસની ઉપર દર્શાવેલી બન્ને રચનાઓથી રજૂ કરી શકાય નાથી.

O_3 જેવા અણુ માટે ચોક્કસ રચના દર્શાવવામાં મુશ્કેલી પડતી હોવાને કારણો સસ્પંદનનો ખ્યાલ દાખલ કરવામાં આવ્યો હતો. આ સસ્પંદનના ખ્યાલ પ્રમાણે, જ્યારે એક જ લુઈસ રચના અણુને ચોક્કસાઈથી વર્ણવી શકે નહિ ત્યારે સમાન ઊર્જા, કેન્દ્રના સ્થાન અને બંધકારક અને અબંધકારક ઈલેક્ટ્રોન યુગમો દર્શાવતા ઘણા પ્રમાણિત સ્વરૂપો ગણતરીમાં લેવાય છે અને તેની સંકર રચના અણુનું ચોક્કસાઈપૂર્વક વર્ણન કરે છે. આમ O_3 અણુ માટે ઉપર પ્રમાણે બે રચનાઓ દર્શાવી છે અને તેમની સંકર એટલે કે રચના III, O_3 અણુની સાચી રચના રજૂ કરે છે. આને સસ્પંદન સંકર પણ કહે છે. સસ્પંદન બે શીર્ષવાળા (double headed) તીર વડે રજૂ કરવામાં આવે છે.

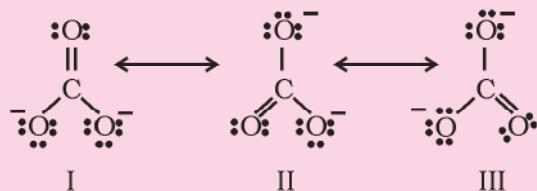
સસ્પંદન રચનાના કેટલાક અન્ય ઉદાહરણોમાં કાર્બોનેટ આયન અને કાર્બન ડાયોક્સાઈડ આણું લઈ શકાય.

કોષ્ટકો 4.3

CO_3^{2-} આયનની રચના સસ્પંદનના (સંદર્ભમાં) પર્યાયમાં સમજાવો.

ઉકેલ :

કાર્બન અને ઓક્સિજન વચ્ચે બે એકલ બંધ અને એક દ્વિબંધની હાજરી પર આધારિત લુઈસ રચના સાચી રચના દર્શાવવા માટે અપૂર્તી છે. કારણ કે તે અસમાન બંધ દર્શાવે છે. પ્રાયોગિક માહિતીના આધારે CO_3^{2-} આયનમાં બધા જ કાર્બન અને ઓક્સિજન બંધ સમતુલ્ય (equivalent) છે. આથી કાર્બોનેટ આયન વિહિત (canonical) સ્વરૂપો I, II અને IIIના સસ્પંદન સંકર તરીકે ઉત્તમ રીતે વર્ણવી શકાય. જે નીચે દર્શાવ્યા છે.



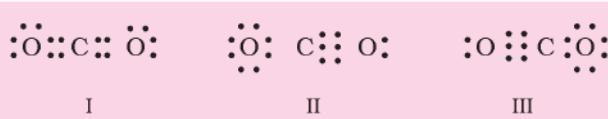
આંકૃતિક 4.4 CO_3^{2-} માં સસ્પંદન I, II અને III ત્રણ વિહિત સ્વરૂપો દર્શાવેલ છે.

કોષ્ટકો 4.4

CO_2 આણુની રચના સમજાવો.

ઉકેલ :

CO_2 માં કાર્બન અને ઓક્સિજન વચ્ચેની બંધલંબાઈ પ્રાયોગિક રીતે 115 pm નક્કી કરાઈ છે. કાર્બન અને ઓક્સિજન વચ્ચે દ્વિબંધ તથા કાર્બન અને ઓક્સિજન વચ્ચેની ત્રિબંધ લંબાઈ સામાન્ય રીતે અનુકૂળે 121 pm અને 110 pm છે. CO_2 માં કાર્બન અને ઓક્સિજન C = O અને C ≡ Oના મૂલ્યોની વચ્ચે (115 pm) છે. આથી સ્પષ્ટ છે કે એક જ લુઈસ રચના આનું સ્થાન દર્શાવી શકશે નહિ અને તેથી એક કરતાં વધારે લુઈસ રચનાઓ લખવી જરૂરી બને છે અને ગણતરીમાં લેવું પડશે કે CO_2 ની ઉત્તમ રચના I, II અને III વિહિત સ્વરૂપોની સંકર અથવા સસ્પંદનથી દર્શાવી શકશે.



આંકૃતિક 4.5 CO_2 માં સસ્પંદન I, II અને III ત્રણ વિહિત સ્વરૂપો દર્શાવેલ છે.

સામાન્ય રીતે કહી શકાય કે,

- સસ્પંદન આણુને સ્થાયી બનાવે છે કારણ કે સસ્પંદન સંકરની ઊર્જા કોઈ પણ વિહિત સ્વરૂપ રચના કરતાં ઓછી હોય છે અને
- સસ્પંદન એકંદરે બંધ ખાસિયતની સરાસરી કરે છે. આમ O_3 સસ્પંદનની ઊર્જા I અથવા II વિહિત સ્વરૂપોની ઊર્જા કરતાં નીચી છે. (આંકૃતિક 4.3)

સસ્પંદન સાથે ઘણા ગેરખ્યાલો (misconcepts) સંકળાપેલા છે અને તેમને ફરી બદલવાની જરૂરિયાત છે. તમારે યાદ રાખવું જોઈશે કે,

- વિહિત સ્વરૂપોનું કોઈ સાચું અસ્તિત્વ હોતું નથી.
- આણુ અમુક સમય માટે એક વિહિત સ્વરૂપમાં હશે અને અમુક સમય માટે બીજા વિહિત સ્વરૂપમાં હશે તેવું અસ્તિત્વ ધરાવતા નથી.
- ચલદુરૂપકતા (ચલાવયવતા)(tautomerism)માં બે ચલદુરૂપો (ચલાવયવ સ્વરૂપો)(કિટો અને ઇનોલો)માં જે પ્રકારનું સંતુલન હોય છે તેવું સંતુલન આમાં હોતું નથી.
- આણુને માત્ર એક જ રચના હોય છે જે વિહિત સ્વરૂપોની સસ્પંદન સંકર છે અને તેને એક જ લુઈસ રચના વડે દર્શાવી શકાય નહિ.

4.3.6 બંધની પુરીયતા (Polarity of Bonds)

સો ટકા આયનીય અથવા સહસંયોજક બંધના અસ્તિત્વનો નિર્દ્દશ એક આદર્શ પરિસ્થિતિ છે. હકીકતમાં કોઈપણ બંધ અથવા સંયોજન સંપૂર્ણપણે સહસંયોજક અથવા આયનીય હોતો નથી. બે હાઈડ્રોજન પરમાણુઓ વચ્ચેના સહસંયોજક બંધની બાબતમાં પણ કંઈક આયનીય લાક્ષણિકતા હોય છે.

જ્યારે બે સમાન પરમાણુઓ વચ્ચે સહસંયોજક બંધ રચાય છે, ઉદાહરણ તરીકે, H_2 , O_2 , Cl_2 , N_2 અથવા F_2 માં ભાગીદાર ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ બન્ને પરમાણુ વડે સરખી રીતે આકર્ષિત થાય છે અને પરિણામે ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ બન્ને સમાન તેન્દ્રની બરાબર મધ્યમાં જ ગોઠવાય છે. આ રીતે જે બંધ રચાય છે તેને અધ્યુવીય

બંધ કરે છે. આથી વિરુદ્ધ HF જેવા વિષમકેન્દ્રીય અણુની બાબતમાં બન્ને પરમાણુ વચ્ચેનું ભાગીદાર ઈલેક્ટ્રોન યુગમ ફ્લોરિન તરફ ખેંચાય છે, કારણ કે ફ્લોરિનની વિદ્યુતત્ત્રણતા (એકમ 3) હાઈડ્રોજનની વિદ્યુતત્ત્રણતા કરતાં ઘણી જ વધારે છે. પરિણામતો સહસંયોજક બંધ ધ્રુવીય સહસંયોજક બંધ હોય છે.

ધ્રુવીભવનને પરિણામે અણુ દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા (નીચે દર્શાવેલ છે) ધારણ કરે છે અને તેને એ રીતે વ્યાખ્યાયિત કરી શકાય કે તે ભારની માત્રા અને ધન અને ત્રણ ભારના કેન્દ્રો વચ્ચેના અંતરનો ગુણાકાર છે અને તે સામાન્ય રીતે શ્રીક અક્ષર μ વડે નિર્દેશિત કરાય છે. ગાણિતીય રીતે તેને નીચે પ્રમાણે રજૂ કરી શકાય :

$$\text{દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા } (\mu) = \text{ભાર} (Q) \times \frac{\text{અલગીકરણનું}}{\text{અંતર} (r)}$$

દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા સામાન્ય રીતે ડીબાય એકમ (D)માં દર્શાવાય છે. તેનો પરિવર્તન ગુણક

$$1 D = 3.33564 \times 10^{-30} \text{ C m}$$

જ્યાં, C કુલોઝ્બ છે અને m મીટરમાં છે.

આ ઉપરાંત દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા સદિશ રાશિ છે અને પ્રણાલિકા પ્રમાણે તેને નાના તીર વડે દર્શાવાય છે. જેમાં પૂછીને ત્રણ કેન્દ્ર અને શીર્ષને ધન કેન્દ્ર તરફ દર્શાવાય છે, પરંતુ રસાયણવિજ્ઞાનમાં દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રાને કોસ (crossed) કરેલ તીર (\rightarrow)ને અણુની લુઈસ રચના પર મૂકવામાં આવે છે. કોસ ધન છેડા પર અને તીરનું શીર્ષ ત્રણ છેડા પર હોય છે. ઉદાહરણ તરીકે HFને નીચે પ્રમાણે રજૂ કરી શકાય :



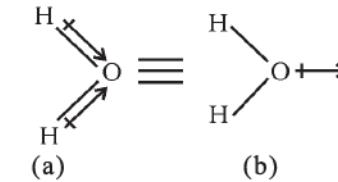
તીર અણુમાંની ઈલેક્ટ્રોન ધનતા સ્થાનાંતર(shift)-ની દિશામાં હોવાની સંશો દર્શાવે છે. એ નોંધવું જરૂરી છે કે કોસ તીરની દિશા પ્રણાલિકાગત દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા સદિશની ઉલ્લટી દિશામાં હોય છે.



ડેચ વૈજ્ઞાનિક પીટર ડીબાય (Peter Debye) 1936માં ક્ષ-કિરણ વિવર્તન અને દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા પરના કાર્ય માટે નોબેલ પારિનોષ્ટક મેળવ્યું હતું. દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રાની માત્રા ડીબાય એકમમાં દર્શાવાય છે, જે ડીબાય પ્રત્યેનું માન છે.

બહુપરમાણવીય અણુઓમાં દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા, માત્ર બંધની દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા જે બંધ દ્વિધ્રુવ તરીકે જાહીતી છે તેના પર આધાર રાખતી નથી, પરંતુ અણુઓના જુદા-જુદા બંધની અવકાશીય રચના પર પણ આધાર રાખે છે.

બહુપરમાણવીય અણુઓના કિસ્સામાં અણુની દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા જુદા જુદા બંધની દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રાનો સદિશ સરવાળો છે. ઉદાહરણ તરીકે H_2O અણુ કે જેને વળાંકવાળી (bent) રચના છે તેમાં બે O-H બંધ 104.5° ના ખૂણો દિક્ક વિન્યાસ (orientation) પર હોય છે. ચોખ્ખી (net) દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા $6.17 \times 10^{-30} \text{ C m}$ ($1 \text{ D} = 3.33564 \times 10^{-30} \text{ C m}$) બે O-H બંધની દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રાના પરિણામની દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા છે.



બંધ દ્વિધ્રુવ પરિણામતી દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા

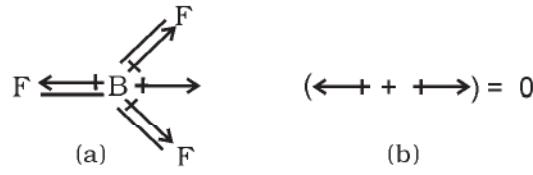
$$\begin{aligned} \text{ચોખ્ખી (net) દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા} &= 1.85 \text{ D} \\ &= 1.85 \times 3.33564 \times 10^{-30} \text{ C m} \\ &= 6.17 \times 10^{-30} \text{ C m} \end{aligned}$$

BeF_2 ની બાબતમાં દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા શૂન્ય છે. આનું કારણ એ છે કે બન્ને સરખા બંધ દ્વિધ્રુવ બિંદુ એકબીજાની વિરુદ્ધ દિશામાં હોય છે અને એકબીજાને રદ કરે છે.



BeF_2 માં બંધ BeF_2 માં કુલ દ્વિધ્રુવ
ચાકમાત્રા

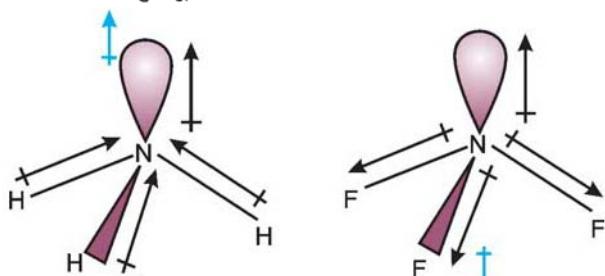
ચતુર્પરમાણવીય અણુમાં ઉદાહરણ તરીકે BF_3 માં દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા શૂન્ય છે. જો કે $\text{B} \rightarrow \text{F}$ બંધ એકબીજાને 120° ખૂણો દિક્કવિન્યાસ ધરાવે છે અને ત્રણેય દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રાનો સરવાળો કોઈ બે સરખી દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રાનો સરવાળો ત્રીજાની વિરુદ્ધમાં હોય છે.



BF_3 અણુ; (a) બંધ દ્વિધ્રુવ અને (b) કુલ દ્વિધ્રુવ
ચાકમાત્રાની રજૂઆત

આપણે NH_3 અને NF_3 ની રસપ્રદ બાબતનો અભ્યાસ કરીએ. બન્ને અણુઓને પિરામીડલ આકાર હોય છે અને નાઈટ્રોજન પરમાણુ પર ઈલેક્ટ્રોનનું અબંધકારક યુગમ હોય છે. ફ્લોરિન નાઈટ્રોજન કરતાં વધુ વિદ્યુતત્ત્રણમય છે છતાં NH_3 ની પરિણામતી દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા ($4.90 \times 10^{-30} \text{ C m}$) NF_3 ની પરિણામતી દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા ($0.8 \times 10^{-30} \text{ C m}$) કરતાં વધારે છે. આમ થવાનું કારણ એ છે કે NH_3 ની

બાબતમાં અબંધકારક યુગમને કારણે કક્ષકીય દ્વિધૂવ એક જ દિશામાં હોય છે. જે N-H બંધની પરિણામતી દ્વિધૂવ ચાકમાત્રાની દિશામાં હોય છે, જ્યારે NF₃માં ત્રણ N-F બંધની પરિણામતી દ્વિધૂવ ચાકમાત્રાની વિરુદ્ધ દિશામાં હોય છે. અબંધકારક યુગમોને લીધે કક્ષકીય દ્વિધૂવ N-F બંધનીય પરિણામતી દ્વિધૂવ ચાકમાત્રા પરની અસરમાં ઘટાડો કરે છે. આને પરિણામે NF₃ની દ્વિધૂવ ચાકમાત્રા નીચું મૂલ્ય ઘરાવે છે. જે નીચે દર્શાવેલ છે :



NH₃માં પરિણામતી
દ્વિધૂવ ચાકમાત્રા
= 4.90 × 10⁻³⁰ C m

NF₃માં પરિણામતી
દ્વિધૂવ ચાકમાત્રા
= 0.80 × 10⁻³⁰ C m

કોષ્ટક 4.5માં કેટલાક અણુઓની દ્વિધૂવ ચાકમાત્રા દર્શાવેલ છે.

જેમાં બધા જ સહસંયોજક બંધને કંઈક આંશિક આયનીય લાક્ષણિકતા હોય છે તેમ દરેક આયનીય બંધને પણ કંઈક આંશિક સહસંયોજક લાક્ષણિકતા હોય છે. આયનીય બંધની આંશિક સહસંયોજક લાક્ષણિકતા ફળાન વડે નીચેના સ્વરૂપમાં ચર્ચાવામાં આવી હતી :

કોષ્ટક 4.5 પસંદ કરેલા અણુઓની દ્વિધૂવ ચાકમાત્રા

- ધનાયનનું નાનું કદ અને ઋણાયનનું મોટું કદ હોય તો આયનીય બંધમાં વધુ સહસંયોજક લાક્ષણિકતા.
- જેમ ધનાયન પર વધારે ભાર તો આયનીય બંધની સહસંયોજક લાક્ષણિકતા વધારે.
- સમાન કદ અને ભાર ધરાવતાં સંકાંતિ ધાતુ ધનાયનમાં જેની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના $(n - 1)d^{n-1}$ છે તે આલ્કલી અને આલ્કલાઇન અર્થ ધાતુ ધનાયન જેની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના ઉમદા વાયુ જેવી ns^2np^6 છે તેના કરતાં વધુ ધ્રુવીકરણ પામે છે.

ધનાયન પોતાની તરફ ઈલેક્ટ્રોનીય ભારને ભેંચીને ઋણાયનને ધ્રુવીભૂત કરે છે. અને તેને લીધે બન્ને વચ્ચે ઈલેક્ટ્રોનીય ભાર વધારે છે. સહસંયોજક બંધમાં ચોકસાઈપૂર્વક આ પ્રમાણે બને છે એટલે કે બે કેન્દ્રો વચ્ચે ભારધનતા રચાય છે. ધનાયનની ધ્રુવીભવન શક્તિ, ઋણાયનની ધ્રુવીભવનની અને વિકૃતિ માત્રા (ধ્રુવીભવન) પરિબળો છે જે આયનીય બંધની સહસંયોજક લાક્ષણિકતાના ટકા નક્કી કરે છે.

4.4 સંયોજકતા કોશ ઈલેક્ટ્રોન યુગમ અપાકર્ષણ (VSEPR) સિદ્ધાંત (The Valence Shell Electron Pair Repulsion Theory)

અગાઉ સમજાવ્યા પ્રમાણે લુઈસ બ્યાલ અણુના આકાર સમજાવી શકતો નથી. આ સિદ્ધાંત સહસંયોજક અણુના આકારનું

અણુનો પ્રકાર	ઉદાહરણ	દ્વિધૂવ ચાકમાત્રા $\mu(D)$	ભૂમિતિ
અણુ (AB)	HF	1.78	રેખીય
	HCl	1.07	રેખીય
	HBr	0.79	રેખીય
	HI	0.38	રેખીય
	H ₂	0	રેખીય
અણુ (AB ₂)	H ₂ O	1.85	વળેલો
	H ₂ S	0.95	વળેલો
	CO ₂	0	રેખીય
અણુ (AB ₃)	NH ₃	1.47	નિકોણીય પિરામિલ
	NF ₃	0.23	નિકોણીય પિરામિલ
	BF ₃	0	નિકોણીય સમતલ
અણુ (AB ₄)	CH ₄	0	સમચતુર્ભલકીય
	CHCl ₃	1.04	સમચતુર્ભલકીય
	CCl ₄	0	સમચતુર્ભલકીય

પ્રાક્કુથન કરવા માટે સરળ પદ્ધતિ પૂરી પાડે છે. સિજવિક (Sidgwick) અને પોવેલે (Powell) 1940માં પરમાણુની સંયોજકતા કોશમાંના ઈલેક્ટ્રોન યુગમની પારસ્પરિક કિયાઓ વિશે એક સરળ સિદ્ધાંત પ્રતિપાદિત કર્યો. નાયહોલમ (Nyholm) અને ગિલેસ્પીએ (Gillespie) (1957) તેને વિકસાવ્યો અને પુનઃવ્યાખ્યાયિત કર્યો.

VSEPR સિદ્ધાંતની મુખ્ય અભિધારણાઓ (postulates) નીચે પ્રમાણે છે :

- અણુનો આકાર મધ્યસ્થ પરમાણુની આસપાસની સંયોજકતા કોશ ઈલેક્ટ્રોન યુગમ (બંધકારક અને અબંધકારક)ની સંખ્યા પર આધાર રાખે છે.
- સંયોજકતા કોશમાં ઈલેક્ટ્રોન યુગમો અપાકર્ષણ કરશે કારણ કે તેમના ઈલેક્ટ્રોન વાદળ ઋણભારિત છે.
- આ ઈલેક્ટ્રોન યુગમ અવકાશમાં એવી રીતે ગોઈવાય છે જેથી અપાકર્ષણ ઓછું થાય અને આમ તેમની વચ્ચેનું અંતર વધે છે.
- સંયોજકતા કોશને વર્તુળાકાર લેવામાં આવે છે. જેમાં ઈલેક્ટ્રોન યુગમ એકબીજાથી મહત્તમ અંતરે વર્તુળાકાર સપાઠી પર સ્થાનીકૃત થાય છે.
- બહુ બંધને એકલ ઈલેક્ટ્રોન-યુગમ જેવા ગણવામાં આવે છે અને બહુ બંધના બે કે ત્રણ ઈલેક્ટ્રોન યુગમ એકલ અતિ (super) યુગમ તરીકે ગણવામાં આવે છે.
- અણુ જ્યાં બે કે વધારે સસ્પંદન રચના રજૂ કરી શકે છે ત્યાં VSEPR નમૂનો આવી કોઈ રચનાને લાગુ પાડી શકાય છે.

ઇલેક્ટ્રોન યુગમની અપાકર્ષણીય પારસ્પરિક કિયા નીચેના ક્રમમાં ઘટે છે.

અબંધકારક યુગમ (Ip) – અબંધકારક યુગમ (Ip) > અબંધકારક યુગમ (Ip) – બંધકારક યુગમ (bp) > બંધકારક યુગમ (bp) – બંધકારક યુગમ (bp)

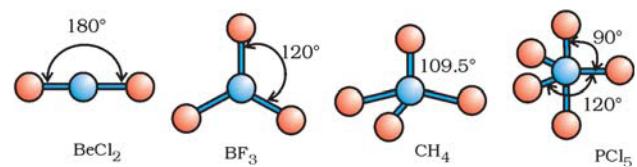
નાયહોલમ અને ગિલેસ્પીએ (1957) VSEPR નમૂનાને પુનઃવ્યાખ્યાયિત કર્યો અને ઈલેક્ટ્રોનના અબંધકારક યુગમ અને બંધકારક યુગમ વચ્ચેનો અગત્યનો લેણ સમજાવ્યો. જ્યારે અબંધકારક યુગમ મધ્યસ્થ પરમાણુ પર સ્થાનીકૃત હોય ત્યારે દરેક બંધકારક યુગમ બન્ને પરમાણુઓ વચ્ચે ભાગીદાર બને છે. આને પરિણામે અણુમાં અબંધકારક ઈલેક્ટ્રોન યુગમ બંધકારકયુક્ત ઈલેક્ટ્રોન યુગમ કરતાં વધારે જગ્યા રોકે છે. આને પરિણામે અબંધકારક ઈલેક્ટ્રોનના યુગમો વચ્ચે અબંધકારક યુગમ - બંધકારક યુગમ અને બંધકારક યુગમ - બંધકારક યુગમની

સરખામણીમાં વધારે અપાકર્ષણ પરિણામે છે. આ અપાકર્ષણ અસરથી આદર્શ આકાર અને અણુમાં બંધકોણના ફેરફારો (alteration) વિચલનમાં પરિણામે છે.

VSEPR સિદ્ધાંતની મદદથી ભૌમિતિક આકારનું પ્રાક્કુથન કરવા માટે અણુઓને બે વિભાગમાં વહેંચી દેવાનું અનુકૂળ બને છે. (i) અણુઓ કે જેમાં મધ્યસ્થ પરમાણુને અબંધકારક ઈલેક્ટ્રોન યુગમ હોતું નથી. (ii) અણુઓ કે જેમાં મધ્યસ્થ પરમાણુના એક અથવા વધારે અબંધકારક યુગમ હોય છે.

કોઝક 4.6 (પેજ નં.114) મધ્યસ્થ પરમાણુ Aના આસપાસ ઈલેક્ટ્રોન યુગમ (અબંધકારક યુગમ સિવાય) ગોઈવણી અને AB પ્રકારના કેટલાક અણુઓ/આયનોની ભૂમિતિ દર્શાવે છે. કોઝક 4.7 (પેજ નં.115) કેટલાક અણુઓ અને આયનોના આકાર દર્શાવે છે, જેમાં મધ્યસ્થ પરમાણુને એક અથવા વધારે અબંધકારક યુગમ છે. કોઝક 4.8 (પેજ નં.116) અણુઓની ભૂમિતિમાં વિકૃતિ (distortion) માટેના કારણો દર્શાવે છે.

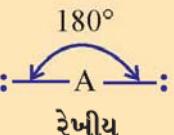
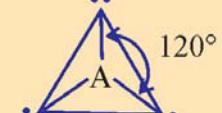
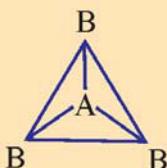
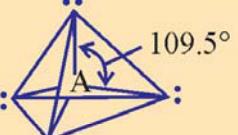
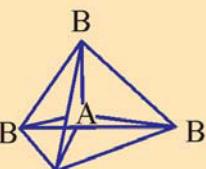
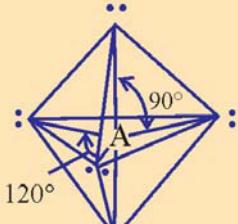
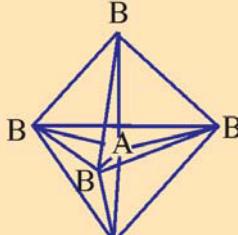
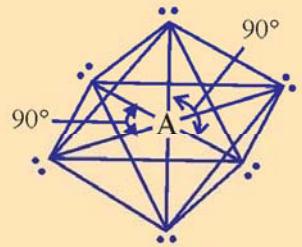
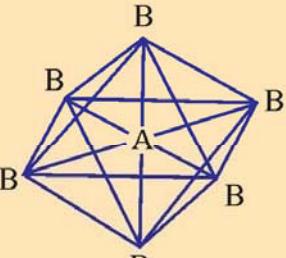
કોઝક 4.6માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે AB_2 , AB_3 , AB_4 , AB_5 અને AB_6 સંયોજનોમાં ઈલેક્ટ્રોન યુગમની ગોઈવણીમાં અને મધ્યસ્થ પરમાણુની આસપાસ B પરમાણુઓ અનુકૂમે રેખીય, સમતલીય સમત્રિકોણીય, ચતુર્ભાગીય, ત્રિકોણીય દ્વિપિરામિડલ અને અષ્ટફલકીય રીતે હોય છે. આવી ગોઈવણી BF_3 (AB_3), CH_4 (AB_4), PCl_5 (AB_5) જેવા અણુઓમાં નીચે દર્શાવ્યા પ્રમાણે તેમના દડા અને સળી (stick) નમૂનામાં દર્શાવેલ છે.



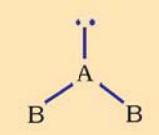
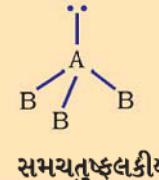
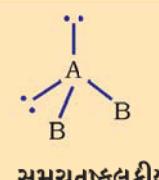
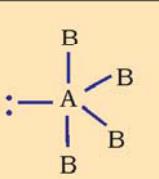
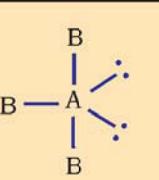
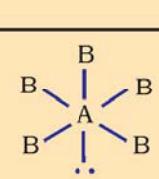
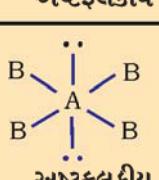
આકૃતિ 4.6 મધ્યસ્થ પરમાણુને અબંધકારક યુગમ નથી તેવા અણુઓના પ્રકાર

VSEPR સિદ્ધાંત ખાસ કરીને p-વિભાગ તત્ત્વોના સંયોજનોના મોટા ભાગના અણુઓની ભૂમિતિનું પ્રાક્કુથન કરી શકે છે. બે શક્ય રચનાઓ વચ્ચે ઊર્જા ફેરફાર ઓછો હોય ત્યારે પણ ખૂબ જ ચોકસાઈથી ભૂમિતિ નક્કી કરવામાં ઘણો સફળ રહ્યો છે. VSEPR સિદ્ધાંતનો સૈદ્ધાંતિક પાયો ઈલેક્ટ્રોન યુગમ અપાકર્ષણની આણવીય આકાર પર અસરને સમજાવવામાં સ્પષ્ટ નથી અને તે શંકા અને ચર્ચાના વિષય તરીકે ચાલુ રહે છે.

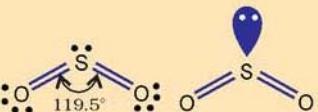
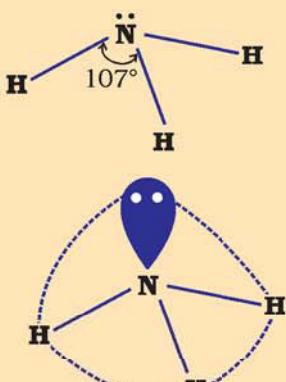
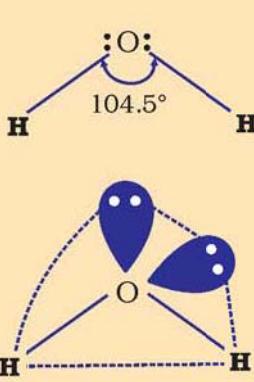
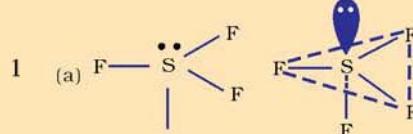
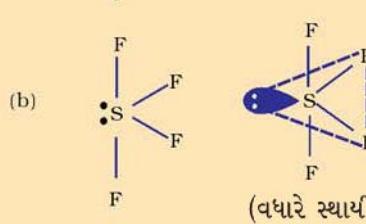
કોષ્ટક 4.6 અણુઓની ભૂમિતિ જેમાં મધ્યસ્થ પરમાણુને અબંધકારક ઈલેક્ટ્રોન યુગ્મ હોતું નથી

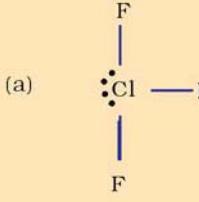
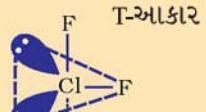
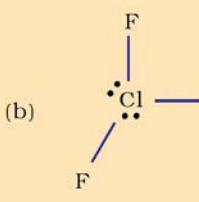
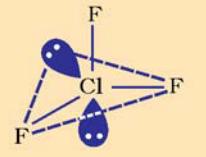
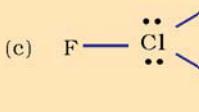
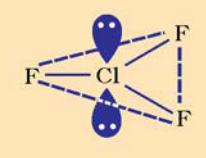
ઈલેક્ટ્રોન યુગ્મની સંખ્યા	ઈલેક્ટ્રોન યુગ્મની ગોઠવણી	આણ્વીય ભૂમિતિ	ઉદાહરણો
2	 રેખીય	B—A—B	રેખીય $\text{BeCl}_2, \text{HgCl}_2$
3	 સમતલીય સમત્રિકોણીય	 સમતલીય સમત્રિકોણીય	BF_3
4	 સમચતુર્ફલકીય	 સમચતુર્ફલકીય	$\text{CH}_4, \text{NH}_4^+$
5	 નિકોણીય દ્વિપિરામિડલ	 નિકોણીય દ્વિપિરામિડલ	PCl_5
6	 અષ્ટફલકીય	 અષ્ટફલકીય	SF_6

કોષ્ટક 4.7 સાદા અણુ/આયનો જેમાં મધ્યस્થ આયનને એક અથવા વધારે અબંધકારક ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ હોય તેમના આકાર (ભૂમિતિ)

અણુ પ્રકાર	બંધકારક યુગ્મની સંખ્યા	અબંધકારક યુગ્મની સંખ્યા	ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મની ગોઠવણી	આકાર	ઉદાહરણ
AB_2E	2	1	 ત્રિકોણીય સમતલ	વળાલો (bent)	SO_2, O_3
AB_3E	3	1	 સમચતુર્ફલકીય	ત્રિકોણીય પિરામિડલ	NH_3
AB_2E_2	2	2	 સમચતુર્ફલકીય	વળાલો	H_2O
AB_4E	4	1	 ત્રિકોણીય દ્વિપિરામિડલ	ચીંચવો (see saw)	SF_4
AB_3E_2	3	2	 ત્રિકોણીય દ્વિપિરામિડલ	T-આકાર	ClF_3
AB_5E	5	1	 અષ્ટફલકીય	સમચોરસ પિરામિડ	BrF_5
AB_4E_2	4	2	 અષ્ટફલકીય	સમતલીય ચોરસ	XeF_4

કોષ્ટક 4.8 બંધકારક યુગમ અને અબંધકારક યુગમ ધરાવતા આણુઓના આકાર

આણુ પ્રકાર	બંધકારક યુગમની સંખ્યા	અબંધકારક યુગમની સંખ્યા	ઈલેક્ટ્રોનની ગોઠવણી	આકાર	મેળવેલા આકાર માટે કારણ
AB ₂ E	4	1		વળેલો	સૈદ્ધાંતિક રીતે આકાર નિકોણીય સમતલ હોવો જોઈએ, પરંતુ તે વળેલો અથવા V-આકારનો હોય છે. આનું કારણ એ છે કે અબંધકારક યુગમ અને બંધકારક યુગમ વચ્ચે અપાકર્ષણ. બંધકારક યુગમની સરખામણીમાં અપાકર્ષણ વધારે હોય છે. તેથી ખૂણો 120°થી ઘટીને 119.5° થાય છે.
AB ₃ E	3	1		નિકોણીય પિરામિડલ	Ip ના સ્થાને bp હોત તો આકાર સમયતુફલકીય હોત પણ એક અબંધકારક યુગમ હાજર છે. તેથી Ip-bp વચ્ચેનું અપાકર્ષણ bp-bp વચ્ચેના અપાકર્ષણ કરતાં વધારે છે તેથી બંધકારક યુગમ વચ્ચેનો ખૂણો 109.5°થી ઘટીને 107° થાય છે.
AB ₂ E ₂	2	2		વળેલો	જો બધા જ bp હોત તો આકાર સમયતુફલકીય હોત પણ બે Ip હાજર છે. તેથી આકાર વિકૃત સમયતુફલક અથવા કોણીય બને છે. કારણ એ છે કે Ip-Ip અપાકર્ષણ bp-bp અપાકર્ષણ કરતાં વધારે છે તેથી ખૂણો 109.5°થી ઘટીને 104.5° થાય છે.
AB ₄ E	4	1 (a)		ચીચવો	(a)માં Ip અક્ષીય છે તેથી 90°ને ખૂણો ગ્રાન્ડ્યુલાર (b)માં Ip વિષુવવૃત્તીય સ્થિતિમાં બે Ip-bp અપાકર્ષણ છે. આથી (b) ગોઠવણી વધુ સ્થાયી છે. ગોઠવણી (b)માં દર્શાવેલ આકાર વિકૃત સમયતુફલક એક ગડી (fold) વાળેલા ચોરસ અથવા ચીચવો તરીકે રજૂ કરી શકાય.
		1 (b)		(વધારે સ્થાયી)	

આણુ પ્રકાર	બંધકારક યુગમની સંખ્યા	અબંધકારક યુગમની સંખ્યા	ઇલેક્ટ્રોનની ગોઠવણી	આકાર	મેળવેલા આકાર માટે કારણ
AB_3E_2	3	2	(a) 		T આકાર (a)માં Ip નિરક્તિય (equatorial) સ્થાનમાં છે. તેથી Ip-bp અપાકર્ષણ બીજામાં જેમાં Ip અક્ષત્વ સ્થાનમાં હોય છે તેના કરતાં ઓછા હોય છે તેથી રચના (a) સૌથી વધુ સ્થાયી છે. (T-આકાર)
			(b) 		
			(c) 		

4.5 સંયોજકતા બંધનવાદ (Valence Bond Theory)

આપણે આણીએ છીએ કે લુઈસ અભિગમ આણુના આકાર લખવામાં મદદરૂપ થાય છે, પરંતુ રાસાયણિક બંધની રચનાને સમજાવવામાં નિષ્ફળ નીવડે છે, અને આ ઉપરાંત તે બંધ વિયોજન એન્થાલ્પી, બંધ લંબાઈમાં તફાવત વિશે નીચેના કેટલાક આણુઓ માટે કારણ દર્શાવી શકતો નથી. વળી તે કેટલાક આણુઓ જેવાં કે H_2 ($435.8 \text{ kJ mol}^{-1}$; 74 pm) અને F_2 (155 kJ mol^{-1} ; 144 pm) માટે બંધ વિયોજન ઉર્જામાં અને બંધ લંબાઈમાં તફાવત માટે કોઈ કારણ દર્શાવતો નથી. જો કે આ બન્ને ડિસ્સામાં સહસંયોજક બંધ અનુરૂપ પરમાણુ વચ્ચે ઇલેક્ટ્રોન ભાગીદારીથી રચાયેલો છે. તે બહુપરમાણીય આણુના આકાર માટે કોઈ માહિતી આપતો નથી.

એ જ પ્રમાણે VSEPR સિદ્ધાંત સાદા આણુઓની ભૂમિતિ આપે છે, પરંતુ સૈદ્ધાંતિક રીતે તેમને સમજાવી શકતો નથી અને તેના મર્યાદિત અનુપ્રયોગો (applications) છે. આ મર્યાદાને પાર કરવા માટે બે અગત્યના સિદ્ધાંત જે કવોન્ટમ યાંત્રિકીય સિદ્ધાંતના પાયા પર રચાયેલ છે તે દાખલ થયાં. આ છે - સંયોજકતા બંધન (VB) વાદ અને આણવીય કક્ષક (MO) વાદ.

સંયોજકતા બંધનવાદ 1927માં હિટલર (Heitler) અને લંડને (London) દાખલ કરેલો જેને પાઉલિંગ અને અન્યોએ

બહુ વિકસાવ્યો. સંયોજકતા બંધન વાદ પરની ચર્ચાનો આધાર પરમાણીય કક્ષકો, તત્વોની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના (એકમ 2), પરમાણીય કક્ષકોનું અતિવ્યાપન (overlapping) અથવા સંમિશ્રણ, પરમાણીય કક્ષકોના સંકરણ અને વિચરણ (variation) તથા અધ્યારોપણ (superposition) ઉપર આધારિત છે. આ બાબતોના આધાર પર VB વાદનું ખેદેખર વિવેચન આ પુસ્તકની તાકાત બહારનું છે. આ માટે અનુકૂળતા ખાતર સંયોજકતા બંધન વાદ માત્ર ગુણાત્મક અને બિનગાણિતીય રીતે જ ચર્ચાવામાં આવેલ છે. આની શરૂઆત આપણે હાઈડ્રોજન આણુની રચનાથી કરીએ જે બધા આણુઓમાં સૌથી સરળ છે.

બે હાઈડ્રોજન પરમાણુઓ A અને B તેમના કેન્દ્ર N_A અને N_B તરફ એકબીજાની નજીક હોય છે અને તેમના ઇલેક્ટ્રોન અનુકૂળે e_A અને e_B છે, જ્યારે આ બે પરમાણુઓ એકબીજાથી ધંડે જ દૂર હોય તો તેમની વચ્ચે પારસ્પરિક કિયા નહિ થાય. આ બન્ને પરમાણુઓ જેમ જેમ એકબીજાની નજીક આવે છે તેમ તેમ નવા આકર્ષણ અપાકર્ષણ બળો કિયામાં આવે છે. આકર્ષણ બળો નીચેની બાબતો વચ્ચે ઉદ્દૂભવે છે :

- એક પરમાણુનું કેન્દ્ર અને પોતાનો ઇલેક્ટ્રોન એટલે કે $N_A - e_A$ અને $N_B - e_B$.

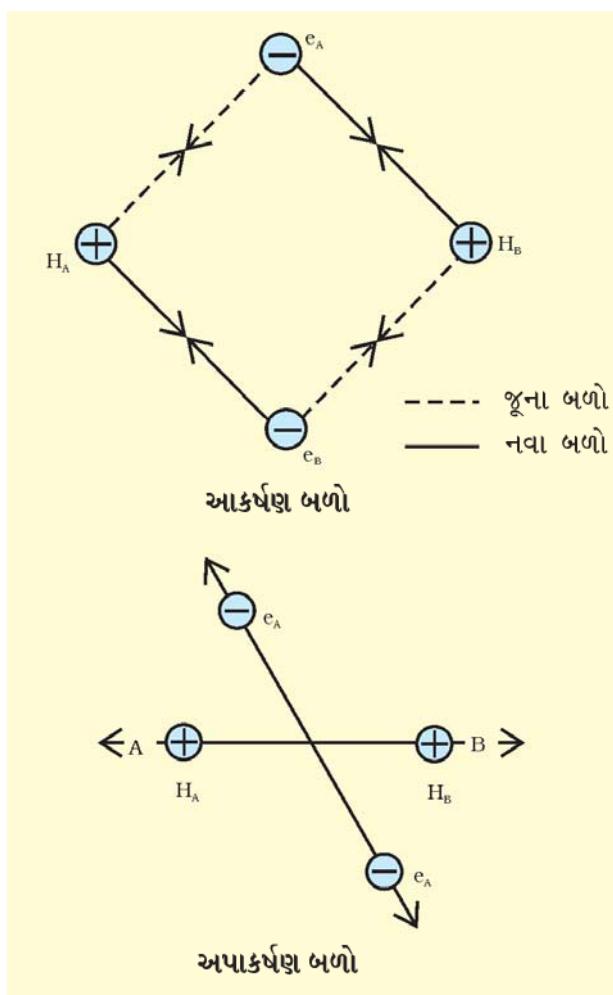
(ii) એક પરમાણુનું કેન્દ્ર અને બીજા પરમાણુનો ઈલેક્ટ્રોન એટલે કે $N_A - e_B$ અને $N_B - e_A$.

આ જ પ્રમાણે અપાકર્ષણ બળો નીચેની બાબતો વચ્ચે ઉદ્ઘાટને છે :

(i) બન્ને પરમાણુઓના ઈલેક્ટ્રોન $e_A - e_B$.

(ii) બન્ને પરમાણુના કેન્દ્ર $N_A - N_B$.

આકર્ષણ બળો બન્ને પરમાણુઓને નજીક લાવવા પ્રયત્ન કરે છે, જ્યારે અપાકર્ષણ બળો એકબીજાને દૂર ધકેલે છે. (આકૃતિ 4.7)

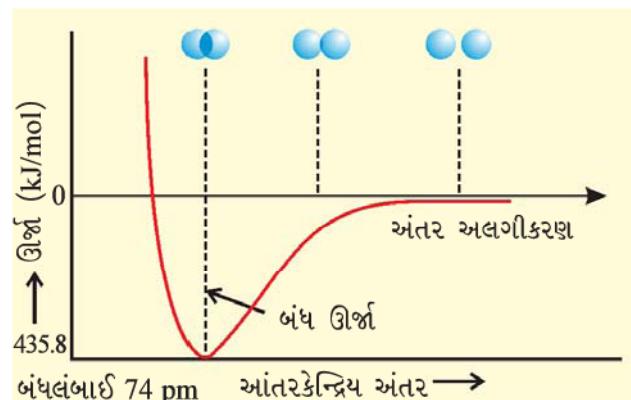


આકૃતિ 4.7 H_2 અણુની રચના દરમયાનના આકર્ષણ અને અપાકર્ષણ બળો

પ્રાયોગિક રીતે એ જગ્યાયું છે કે નવા આકર્ષણ બળોની માત્રા નવા અપાકર્ષણ બળોની માત્રા કરતાં વધારે છે. આને પરિણામે બન્ને પરમાણુઓ એકબીજાની નજીક આવે છે અને સ્થિતિજ ઊર્જા ઘટે છે. છેવટે એક એવા તબક્કે પહોંચે છે કે જ્યાં ચોખ્યું (net) આકર્ષણ બળ અપાકર્ષણ બળ એકબીજાને

સમતુલ્ય કરે છે અને પ્રણાલી નિભન્તમ ઊર્જા પ્રાપ્ત કરે છે. આ તબક્કે હાઇડ્રોજન પરમાણુઓ એકબીજા સાથે બંધન પામે છે અને સ્થાયી અણુની રચના કરે છે. જેની બંધલંબાઈ 74 pm છે.

જ્યારે બન્ને હાઇડ્રોજન પરમાણુઓ વચ્ચે બંધ રચાય છે ત્યારે ઊર્જા છૂટી પડે છે અને તેથી હાઇડ્રોજન અણુ અલગ હાઇડ્રોજન પરમાણુ કરતાં વધુ સ્થાયી હોય છે. છૂટી પડેલી ઊર્જાને બંધ અન્યાંયી કહે છે. આકૃતિ 4.8માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે નિભન્તમ સ્થિતિને અનુરૂપ હોય છે. વિપરીત રીતે કહીએ તો 435.8 kJ ઊર્જાની એક મોલ અણુને વિયોજિત કરવા માટે 74 રૂપાઈ પડશે.



આકૃતિ 4.8 H પરમાણુઓના આંતરકેન્દ્રિય અંતર અને H_2 અણુ બનવા માટેનો સ્થિતિજ ઊર્જાનો વક્ત્વ. વક્ત્વમાં નિભન્તમ અવસ્થા H_2 ની વધુ સ્થાયી અવસ્થાને અનુરૂપ છે.

4.5.1 કક્ષકીય સંમિશ્રણ ઘ્યાલ (Orbital Overlap Concept)

હાઇડ્રોજન અણુની રચનામાં જ્યારે બન્ને હાઇડ્રોજન પરમાણુ એટલા નજીક હોય છે એટલે કે નિભન્તમ ઊર્જા હોય છે. આથી તેમની કક્ષકો કંઈક અંશો આંતરભેદન (interpenetration) દર્શાવે છે. આ આંશિક આંતરભેદનને પરમાણીય કક્ષકોનું સંમિશ્રણ કહે છે. જે ઈલેક્ટ્રોનનું યુગમ છે. સંમિશ્રણની માત્રા સહસંયોજક બળનું સામર્થ્ય નક્કી કરે છે. સામાન્ય રીતે જેમ વધારે સંમિશ્રણ તેમ બન્ને પરમાણુઓ વચ્ચે રહેલા બંધનું સામર્થ્ય વધારે. આથી કક્ષકીય સંમિશ્રણ ઘ્યાલથી બે પરમાણુઓ વચ્ચે સહસંયોજક બંધની રચના વિનુદ્ધ ભ્રમણ ધરાવતા સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોન યુગમને કારણે પરિણામે છે.

4.5.2 બંધન દિશાત્મક ગુણધર્મો (Directional Properties of Bonds)

આપણે જોયું તેમ સહસંયોજક બંધ પરમાણવીય કક્ષકોના સંમિશ્રણથી રચાય છે. બે H પરમાણુની 1s-કક્ષકોના સંમિશ્રણથી H_2 નો અણુ બને છે.

CH_4 , NH_3 અને H_2O જેવા બહુપરમાણવીય અણુઓની ભૂમિતિ, બંધ રચના ઉપરાંત પણ અગત્યની છે. ઉદાહરણ તરીકે CH_4 અણુ શા માટે ચતુર્ભલકીય અણુ છે અને HCH ખૂણો 109.5° છે? NH_3 અણુનો આકાર શા માટે પિરામિડલ છે?

સંયોજકતા બંધન વાદ CH_4 , NH_3 અને H_2O વગેરે જેવા અણુઓમાં બંધની રચના અને દિશાત્મક ગુણધર્મો પરમાણવીય કક્ષકોના સંમિશ્રણ અને સંકરણના પર્યાય(સંદર્ભ)માં સમજાવી શકે છે.

4.5.3 પરમાણવીય કક્ષકોનું સંમિશ્રણ (Overlapping of Atomic Orbitals)

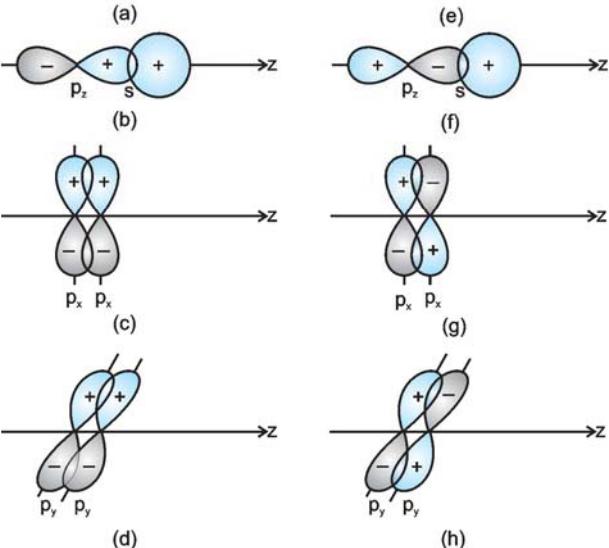
જ્યારે બે પરમાણુઓની કક્ષકો નજીક આવીને બંધ બનાવે છે ત્યારે તેમનું સંમિશ્રણ ધન, ઋણ અથવા શૂન્ય હોઈ શકે છે જેનો આધાર અવકાશમાં કક્ષકીય તરંગ વિધેય સંજ્ઞા (કલા-phase) અને દિક્કવિન્યાસની દિશા પર હોય છે (આકૃતિ 4.9). સીમા સપાટી આકૃતિઓમાં કક્ષકીય તરંગ વિધેયની ધન કે ઋણ સંજ્ઞા ભાર સાથે સંબંધિત નથી. બંધ રચની કક્ષકોની સંજ્ઞા (કલા) અને દિક્કવિન્યાસ સમાન હોવા જોઈએ. આને ધન સંમિશ્રણ કહે છે. ડ અને p કક્ષકોનાં જુદા જુદા મિશ્રણ આકૃતિ 4.9માં દર્શાવેલ છે.

સહસંયોજક બંધની રચનામાં અગત્યના અવયવ તરીકે સંમિશ્રણનો ખ્યાલ એકસરખી રીતે સમકેન્દ્રીય અને વિખમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણવીય અણુને અને બહુપરમાણવીય અણુઓને લાગુ પડે છે. આપણે જાણીએ છીએ કે CH_4 , NH_3 અને H_2O અણુ અનુકૂમે સમયતુફલક, પિરામિડલ અને વળેલા છે. આથી એ રસપ્રદ થશે કે સંયોજકતા બંધન વાદના ઉપયોગથી આ ભૂમિતિઓ કક્ષકીય સંમિશ્રણના અર્થમાં સમજાવી શકશે.

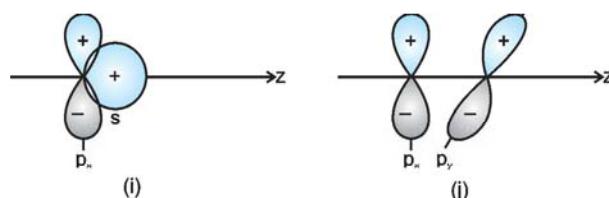
આપણે પ્રથમ CH_4 (મિથન) અણુ લઈએ. કાર્બનની ધરા અવસ્થામાં ઈલેક્ટ્રોનીય રચના $[He]2s^22p^2$ છે. જે ઉત્તેજિત અવસ્થામાં $[He]2s^12p_x^12p_y^12p_z^1$ બને છે. આ ઉત્તેજન માટે જરૂરી ઊર્જા કાર્બન અને હાઇડ્રોજનની કક્ષકો વચ્ચેના

ધન અથવા કલામાં સંમિશ્રણ

ऋણ અથવા કલાની બહાર સંમિશ્રણ



શૂન્ય સંમિશ્રણ (કલાની બહાર કારણ કે દિશાઓને નજીક જવું.)



આકૃતિ 4.9 s અને p પરમાણવીય કક્ષકોનું ધન, ઋણ અને શૂન્ય સંમિશ્રણ

સંમિશ્રણને લીધે મુક્ત થતી ઊર્જા સાથે સરભર (compensate) થાય છે.

કાર્બનની ચાર પરમાણવીય કક્ષકોમાંની દરેક જેની પાસે એક અયુજિત ઈલેક્ટ્રોન છે તે ચાર હાઈડ્રોજન પરમાણુની 1s કક્ષકો જે એક જ ઈલેક્ટ્રોનનથી ભરાયેલી છે. તેની સાથે સંમિશ્રણ કરશે. આને પરિણામે ચાર C-H બંધ રચશે. એ નોંધવામાં આવશે કે કાર્બનની ત્રણ p -કક્ષકો એકબીજાને 90°ના ખૂણો છે તેથી HCH ખૂણો 90° થશે. એટલે કે ત્રણ C-H બંધ એકબીજાને 90°ના ખૂણો દિક્કવિન્યાસ દર્શાવશે. કાર્બનની 2s કક્ષક અને Hની 1s કક્ષક વર્તુળાકાર રીતે સંમિશ્ર છે અને તેઓ ગમે તે દિશામાં સંમિશ્રણ થઈ શકે છે તેથી ચોથા C-H બંધની ખાત્રી થઈ શકશે નહિ. આ વર્ણન સમયતુફલક HCH ના 109.5° ખૂણા સાથે બંધબેસશે નહિ. એમ થાય છે કે સરળ પરમાણવીય કક્ષકોનું સંમિશ્રણ CH_4 ના બંધની દિશાત્મક લાક્ષણિકતાનો હિસાબ આપતી નથી. સમાન પદ્ધતિ અને દલીલોનો ઉપયોગ કરીને એ જોઈ

શકાશે કે NH_3 અને H_2O અણુઓમાં HNH અને HOH ખૂણા 90°ના હોવા જોઈએ. આ ખરેખર બંધકોણ 107° NH_3 માં અને 104.5° પાણીમાં સાથે સુસંગત નથી.

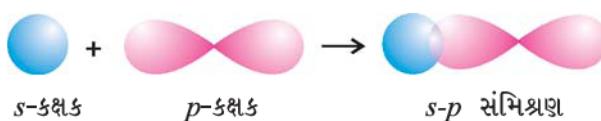
4.5.4 સંમિશ્રણના પ્રકાર અને સહસંયોજક બંધનો સ્વભાવ (પ્રકૃતિ) (Types of Overlapping and Nature of Covalent Bonds)

સહસંયોજક બંધ સંમિશ્રણના પ્રકાર પ્રમાણે બે પ્રકારમાં વર્ગીકૃત કરી શકાય : (i) સિંગ્મા (σ) બંધ (ii) પાઈ (π) બંધ.

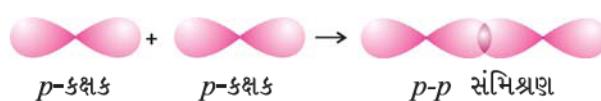
- (i) સિંગ્મા (σ) બંધ : આ પ્રકારનો સહસંયોજક બંધ આંતરકેન્દ્રિય અક્ષ પર બંધન પામતી કક્ષકોના છેડાથી છેડા (શીર્ષ ઉપર)ના સંમિશ્રણથી રચાય છે. આને શીર્ષ ઉપર અથવા અક્ષીય સંમિશ્રણ કરે છે. આની રચના પરમાણવીય કક્ષકોના નીચે દર્શાવ્યા પ્રમાણેના જોડાણના કોઈ એક પ્રકારથી રચાય છે.
- ડ-ડ સંમિશ્રણ : આમાં બે અર્ધપૂર્ણ ડ-કક્ષકોનું આંતરકેન્દ્રિય અક્ષ પરનું સંમિશ્રણ હોય છે જે નીચે પ્રમાણે દર્શાવેલ છે :



- ડ-p સંમિશ્રણ : આ પ્રકારનું સંમિશ્રણ એક પરમાણુની અર્ધપૂર્ણ ડ-કક્ષકો અને બીજા પરમાણુની અર્ધપૂર્ણ p-કક્ષકો વચ્ચે હોય છે.

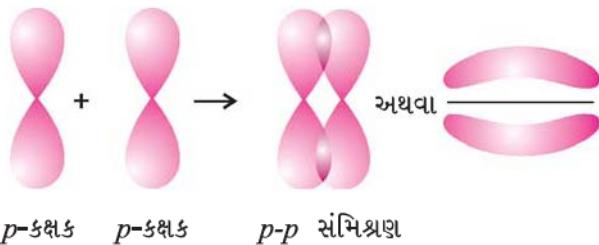


- p-p સંમિશ્રણ : આ પ્રકારનું સંમિશ્રણ એકબીજાની નજીક જતાં પરમાણુઓની અર્ધપૂર્ણ p-કક્ષકો વચ્ચે રચાય છે.



- (ii) પાઈ (π) બંધ : π બંધની રચનામાં પરમાણવીય કક્ષકો એવી રીતે સંમિશ્ર થાય છે કે તેમની અક્ષ એકબીજાને સમાંતર રહે છે અને આંતરકેન્દ્રિય અક્ષ લંબ હોય છે. આમ બાજુમાંના મિશ્રણને લીધે રચાતી કક્ષકો, રચનામાં

ભાગ લેતા પરમાણુઓના તલની ઉપર અને નીચે રકાબી જેવા આકારના બે ભારિત વાદળ રચે છે.



4.5.5 ટ અને પ બંધની પ્રબળતા (Strength of σ and π Bonds)

મૂળ રીતે ગણીએ તો બંધની પ્રબળતા સંમિશ્રણની માત્રા પર આધાર રાખે છે. સિંગ્મા બંધની બાબતમાં, કક્ષકોનું સંમિશ્રણ વધારે પ્રમાણમાં થાય છે. તેથી તેની પ્રબળતા π બંધ કરતાં વધારે હોય છે. π બંધમાં સંમિશ્રણ ઓછું હોય છે. આ ઉપરાંત એ નોંધવું અગત્યનું છે કે અણુના બે પરમાણુ વચ્ચે રચાતા બહુ બંધમાં સિંગ્મા (σ) બંધ ઉપરાંત π બંધ રચાય છે.

4.6 સંકરણ (Hybridisation)

CH_4 , NH_3 અને H_2O જેવા બહુપરમાણવીય અણુના લાક્ષણિક ભૌમિતિક આકાર સમજાવવા માટે પાઉલિંગે સંકરણનો જ્યાલ દાખલ કર્યો. તેમના મત પ્રમાણે પરમાણવીય કક્ષકો જોડાય છે અને સમતુલ્ય કક્ષકોનો એક સેટ બનાવે છે. જે સંકર કક્ષકો તરીકે ઓળખાય છે. શુદ્ધ કક્ષકોને બદલે આવી સંકર કક્ષકોનો ઉપયોગ બંધ રચનામાં થાય છે. આ ઘટનાને સંકરણ કરે છે. જેની વ્યાખ્યા આપી શકાય કે તેમાં થોડી જુદી જુદી ઊર્જાવાળી કક્ષકોનું આંતરમિશ્રણ થાય છે, જેથી તેમની ઊર્જાનું પુનઃવિતરણ કરે છે જેને પરિણામે સમાન ઊર્જા અને આકારવાળી નવી કક્ષકોનો સેટ રચાય છે. ઉદાહરણ તરીકે જ્યારે કાર્બનની એક $2s$ અને ત્રણ $2p$ કક્ષકો સંકરણ પામે છે ત્યારે ચાર નવી sp^3 સંકર કક્ષકોની રચના થાય છે.

સંકરણની વિશિષ્ટ ખાસિયતો : સંકરણની મુખ્ય ખાસિયતો નીચે પ્રમાણે છે :

- (1) સંકૃત કક્ષકોની સંખ્યા સંકરણ પામતી પરમાણવીય કક્ષકોની સંખ્યા બરાબર હોય છે.

- (2) સંકૃત કક્ષકો હમેશાં સમતુલ્ય ઊર્જાવાળી અને આકારની હોય છે.
- (3) શુદ્ધ પરમાણવીય કક્ષકો કરતાં સંકર કક્ષકો સ્થાયી બંધની રચનામાં વધુ અસરકારક હોય છે.
- (4) સંકૃત કક્ષકો અવકાશમાં એવી રીતે અમુક પસંદ કરેલ દિશામાં દિશાત્મક હોય છે જેથી સ્થાયી ગોઠવણી અને ઈલેક્ટ્રોન યુગ્મ વચ્ચે નિભન્તમ અપાકર્ષણ હોય. આથી સંકરણનો પ્રકાર અણુની ભૂમિતિ સૂચવે છે.

સંકરણ માટે અગત્યની શરતો :

- (i) પરમાણુની સંયોજકતા કોશમાં રહેલી કક્ષકો જ સંકરણ પામે છે.
- (ii) સંકરણ અનુભવતી કક્ષકોને લગભગ સમાન ઊર્જા હોવી જોઈએ.
- (iii) સંકરણ અગાઉ ઈલેક્ટ્રોનની બદલી (promotion) અનિવાર્ય શરત નથી.
- (iv) એવું જરૂરી નથી કે અર્ધપૂર્ણ કક્ષકો જ સંકરણમાં ભાગ લે. કેટલીક બાબતોમાં સંયોજકતા કોશની પૂર્ણ ભરાયેલી કક્ષકો પણ સંકરણમાં ભાગ લે છે.

4.6.1 સંકરણના પ્રકાર (Types of Hybridisation)

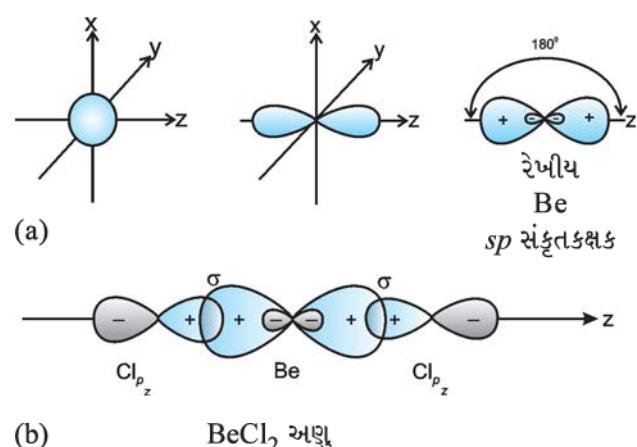
s, p અને *d* કક્ષકોને સમાવી લેતા ધણા પ્રકારના સંકરણ છે. જુદા જુદા પ્રકારના સંકરણ નીચે પ્રમાણે છે :

(I) *sp* સંકરણ : આ પ્રકારના સંકરણમાં એક *s* અને એક *p* કક્ષકો મિશ્ર થાય છે અને બે સમાન *sp* કક્ષકો રચે છે. *sp* સંકરણ માટે યોગ્ય કક્ષકોમાં *s* અને *p_z* કક્ષકો પણ છે. જો સંકર કક્ષકો *z*-ધરી પર હોય તો દરેક *sp* સંકર કક્ષકને 50 % *s*-લાક્ષણિકતા અને 50 % *p*-લાક્ષણિકતા હોય છે. આવો અણુ જેમાં મધ્યસ્થ પરમાણુ *sp* સંકૃત કક્ષકો ધરાવે છે અને તે સીધી જ બીજા બે મધ્યસ્થ પરમાણુ સાથે સંયોજાય છે અને રેખીય ભૂમિતિ ધરાવે છે. આ પ્રકારનું સંકરણ વિકલ્પીય સંકરણ તરીકે પણ ઓળખાય છે.

બન્ને *sp*-સંકૃત કક્ષકો *z*-ધરી પર એકબીજાની વિરુદ્ધ પ્રક્ષેપી ધન અને ધણો નાના ઋજા પિંડક (lobe) તરીકે ગોઠવાય છે. આને પરિણામે વધુ મજબૂત બંધ રચાય છે.

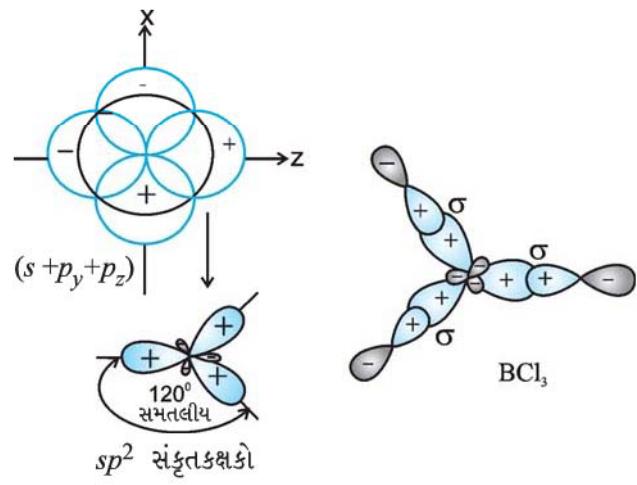
***sp*-સંકરણ ધરાવતા અણુનું ઉદાહરણ : BeCl_2 :** Be ની ધરાઅવસ્થામાં ઈલેક્ટ્રોનીય રચના $1s^2 2s^2$ છે.

ઉત્તેજિત અવસ્થામાં તેની દ્વિસંયોજકતાને લીધે એક *2s* ઈલેક્ટ્રોન બઢતી પામી ખાલી *2p*-કક્ષકમાં ગોઠવાય છે. એક *2s* અને એક *2p* કક્ષકો સંકરણ પામે છે. તેથી *sp* સંકૃત કક્ષકો મળે છે. આ બંને સંકૃત કક્ષકો એકબીજાની વિરુદ્ધ દિશામાં દિક્કવિન્યાસ દર્શાવે છે અને 180° નો ખૂણો રચે છે. દરેક *sp* સંકૃત કક્ષક ક્લોરિનની *3p*-કક્ષક કક્ષકો સાથે અક્ષીય રીતે જોડાય છે અને બે $\text{Be}-\text{Cl}$ બંધ રચે છે. આ આકૃતિ 4.10માં દર્શાવેલ છે.



આકૃતિ 4.10 (a) *s* અને *p* કક્ષકોમાંથી *sp* સંકૃતકક્ષકની રચના (b) રેખીય અણુ BeCl_2 ની રચના

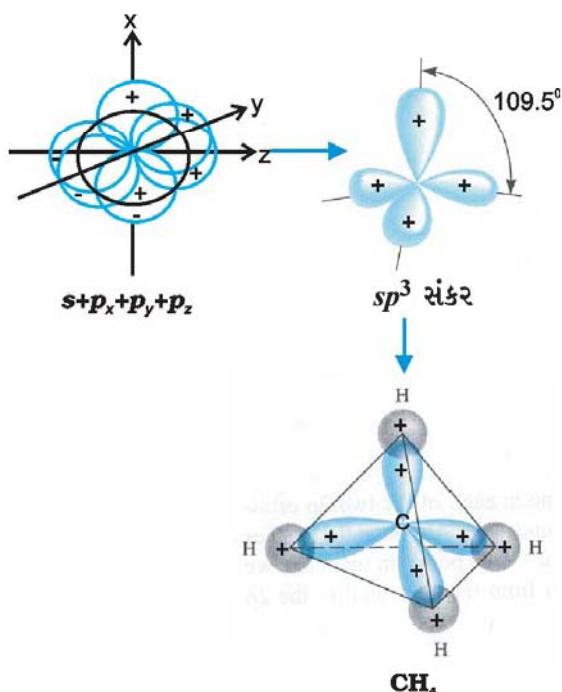
(II) *sp²* સંકરણ : આ સંકરણમાં એક *s* અને બે *p*-કક્ષકોનો સમાવેશ થાય છે અને ત્રણ સમાન *sp²* સંકૃત કક્ષકો રચે છે. ઉદાહરણ તરીકે BCl_3 અણુમાં મધ્યસ્થ પરમાણુ બોરોનની ધરા અવસ્થામાં ઈલેક્ટ્રોનીય રચના $1s^2 2s^2 2p^1$ છે. ઉત્તેજિત અવસ્થામાં *2s* માંનો એક ઈલેક્ટ્રોન બઢતી પામીને ખાલી *2p*-કક્ષકમાં ગોઠવાય છે, જેને પરિણામે બોરોન પાસે



આકૃતિ 4.11 *sp²* સંકૃતકક્ષકોની રચના અને BCl_3 અણુ

ત્રણ અધ્યુગ્મિત ઇલેક્ટ્રોન થાય છે. આ ત્રણેય કક્ષકો (એક 2s અને બે 3p) સંકરણ પામી ત્રણ sp^2 સંકૃત કક્ષકો રહ્યે છે. આ પ્રમાણે રચામેલી ત્રણેય સંકૃત કક્ષકો સમતલીય ત્રિકોણીય દિક્કવિન્યાસમાં ગોઠવાય છે અને કલોરિનની 3p-કક્ષક સાથે મિશ્રણ કરે છે અને ત્રણ B-Cl બંધ રહ્યે છે. આથી BCl_3 -ની (આકૃતિ 4.11) ભૂમિતિ સમતલીય ત્રિકોણ છે અને $CIBCl$ બંધકોણ 120°નો હોય છે.

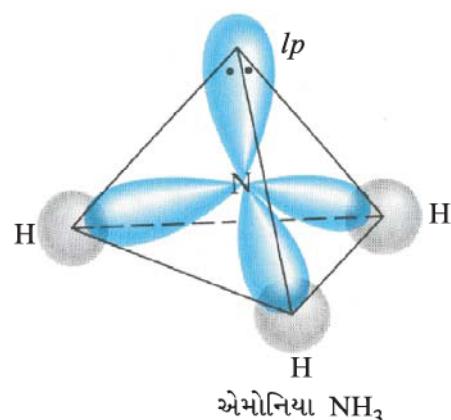
(III) sp^3 સંકરણ : આ પ્રકારના સંકરણને CH_4 નું ઉદાહરણ લઈ સમજાવી શકીએ. જેમાં સંયોજકતા કોશની એક ડ અને ત્રણ p-કક્ષકોનું મિશ્રણ થાય છે અને ચાર sp^3 સંકૃત કક્ષકો જે સમાન ઊર્જા અને આકાર ધરાવે છે. તે દરેકમાં sp^3 કક્ષકના 25 % p -લાશણિકતા અને 75 % p -લાશણિકતા હોય છે. ચારેય sp^3 સંકૃત કક્ષકો સમચતુર્ફળકના ચાર ખૂણા તરફ દિશાત્મક બને છે (દિક્કવિન્યાસ રહ્યે છે.). sp^3 સંકૃત કક્ષકો વચ્ચે 109.5°નો ખૂણો હોય છે. જે આકૃતિ 4.12માં દર્શાવેલ છે.



આકૃતિ 4.12 કાર્બનની s , p_x , p_y , p_z પરમાણુવીય કક્ષકોના સંમિશ્રણથી sp^3 સંકૃત કક્ષકોની રચના અને CH_4 અણુની રચના

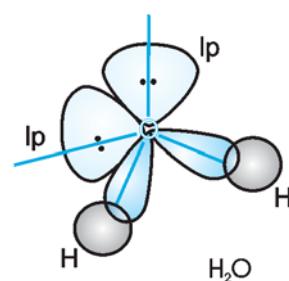
NH_3 અને H_2O અણુઓની રચનાને sp^3 સંકરણની મદદ વડે પણ સમજાવી શકાય છે. NH_3 માં સંયોજકતા કોશ(બાદ્ય)માં નાઈદ્રોજનની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના ધરા અવસ્થામાં $2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ છે. જેમાં ત્રણ અધ્યુગ્મિત ઇલેક્ટ્રોન sp^3

સંકૃત કક્ષકમાં છે અને ચોથામાં અબંધકારક ઇલેક્ટ્રોનની જોડ છે. આ ત્રણ સંકૃત કક્ષકો હાઈડ્રોજન પરમાણુની 1s કક્ષકો સાથે સંમિશ્ર થાય છે અને ત્રણ N-H સિંમા બંધ રહ્યે છે. આપણે જાડીએ છીએ કે અબંધકારક યુગ્મ અને બંધકારક યુગ્મ વચ્ચેનું અપાકર્ષણ બળ ઇલેક્ટ્રોનના બે બંધકારક યુગ્મો કરતાં વધારે છે. આને લીધે અણુમાં વિકૃતિ ઉદ્ભબવે છે અને ખૂણો 109.5°થી ઘટીને 107° થાય છે. આવા અણુની ભૂમિતિ આકૃતિ 4.13માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે પિરામિલ હોય છે.



આકૃતિ 4.13 NH_3 અણુની રચના

H_2O અણુમાં ચાર ઓક્સિજનની કક્ષકો (એક 2s અને ત્રણ 2p) sp^3 સંકરણ પામે છે અને ચાર સંકૃત sp^3 કક્ષકો પ્રાપ્ત થાય છે. જેમાંથી બે એક-એક ઇલેક્ટ્રોન ધરાવે છે અને બે ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ ધરાવે છે. આ ચાર sp^3 સંકૃત કક્ષકો સમચતુર્ફળકીય રચના પ્રાપ્ત કરે છે. જેમાંની બે ખૂણાના હાઈડ્રોજન વડે પ્રાપ્ત કરાય છે. જ્યારે બાકીની બે અબંધકારક ઇલેક્ટ્રોન ધરાવે છે. આ ઉદાહરણમાં બંધ કોણ 109.5°થી ઘટીને 104.5° બને છે અને અણુ V-આકારમાં અથવા કોણીય ભૂમિતિ પ્રાપ્ત કરે છે.



આકૃતિ 4.14 H_2O અણુની રચના

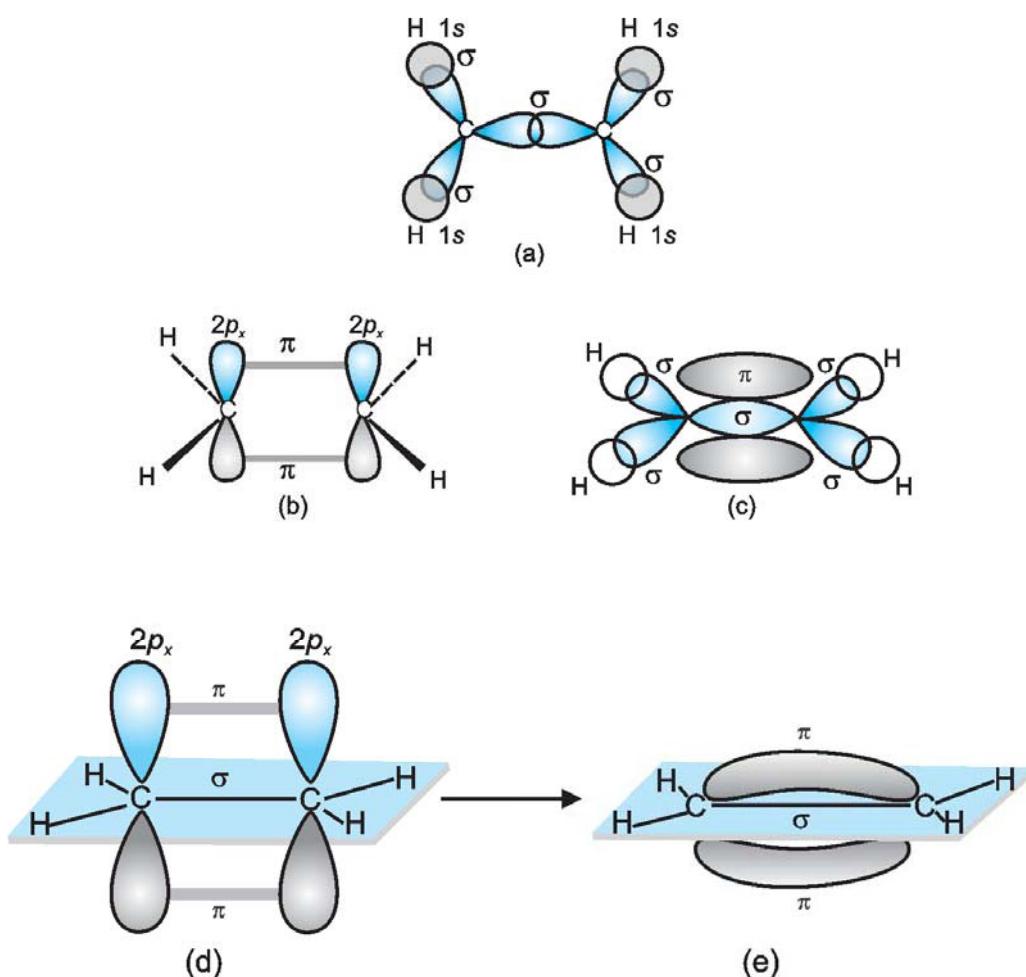
4.6.2 sp^3 , sp^2 અને sp સંકરણના અન્ય ઉદાહરણો (Other Examples of sp^3 , sp^2 and sp Hybridisation)

C₂H₆ અણુમાં sp^3 સંકરણ : ઈથેન અણુમાં બન્ને કાર્બન પરમાણુઓ sp^3 સંકૃત અવસ્થા ધરાવે છે. ચાર sp^3 સંકૃત કક્ષકોમાંની એક બીજા કાર્બન પરમાણુની એક sp^3 સંકૃત કક્ષક સાથે અક્ષીય સંમિશ્રણ પામે છે અને sp^3-sp^3 સિંમા બંધ રચે છે. અને દરેકની બાકીની સંકૃત કક્ષકો આગળ મુદ્દા નં. 4.6.1 (iii)માં ચર્ચા કર્યા પ્રમાણે sp^3-s સિંમા બંધ રચે છે. આથી ઈથેનમાં C-C બંધ લંબાઈ 154 pm અને દરેક C-H બંધની લંબાઈ 109 pm છે.

C₂H₄ અણુમાં sp^2 સંકરણ : ઈથીન અણુની રચનામાં કાર્બનની sp^2 સંકૃત કક્ષકોમાંની એક અક્ષીય રીતે બીજા કાર્બનની sp^2 સંકૃત કક્ષક સાથે સંમિશ્ર થાય છે અને C-C

બંધ રચે છે; જ્યારે દરેક કાર્બનની બીજી બે સંકૃત કક્ષકો બે હાઇડ્રોજન પરમાણુ સાથે sp^2-s સિંમા બંધ રચે છે. એક કાર્બનની સંકૃત ન થયેલી ($2p_y$ અને $2p_z$) કક્ષકો બાજુમેથી બીજી કાર્બનની સંકૃત ન થયેલી કક્ષક સાથે સંમિશ્ર થઈને નિર્બળ પ-બંધ રચે છે. આ કાર્બન અને હાઇડ્રોજનની સમતલને ઉપર અને નીચે બે સમાન હલેકટ્રોન વાદળ ધરાવે છે.

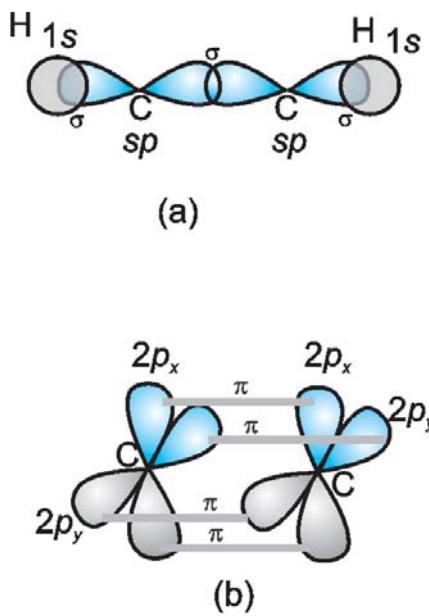
આમ ઈથીન અણુમાં કાર્બન-કાર્બન બંધ એક sp^2-sp^2 સિંમા બંધ અને એક પાઈ (π) બંધ સંકૃત ન થયેલી p -કક્ષકો વચ્ચે રચાય છે. સંકરણમાં ન વપરાયેલી p -કક્ષકો અણુના સમતલને લંબ હોય છે. બંધ લંબાઈ 134 pm હોય છે. C-H બંધ sp^2-s સિંમા બંધની લંબાઈ 108 pm છે. H-C-H બંધ કોણ 117.6° હોય છે, જ્યારે H-C-C ખૂણો 121° છે. ઈથીનમાં સિંમા અને પાઈ બંધની રચના આંકૃતિ 4.15માં દર્શાવેલ છે.



આંકૃતિ 4.15 ઈથીનમાં સિંમા અને પાઈ બંધની રચના

C_2H_2 અણુમાં sp સંકરણ : ઈથાઈન અણુની રચનામાં બન્ને કાર્બન પરમાણુઓના sp -સંકરણનો સમાવેશ થાય છે અને બે સંકૃત ન થયેલી કક્ષકો એટલે કે $2p_y$ અને $2p_x$ હોય છે.

એક કાર્બન પરમાણુની એક sp -સંકૃત કક્ષક બીજા કાર્બન પરમાણુની એક સંકૃત કક્ષક સાથે સંમિશ્ર થાય છે અને C-C સિગ્મા બંધ રચે છે, જ્યારે દરેક કાર્બનની બીજી સંકૃત કક્ષક હાઇડ્રોજન પરમાણુની અર્ધપૂર્વી ડ-કક્ષકો સાથે ઠ બંધ રચે છે. બન્ને કાર્બન પરમાણુઓની સંકૃત ન થયેલી બે p -કક્ષકો બાજુથેથી સંમિશ્ર થાય છે અને બે ગાંબંધ બે કાર્બન વચ્ચે રચે છે. આથી બે કાર્બન વચ્ચેનો ત્રિબંધ એક સિગ્મા બંધ અને બે પાઈ બંધનો બનેલો હોય છે. આ આંકૃતિ 4.16માં દર્શાવેલ છે.



આંકૃતિ 4.16 ઈથાઈનમાં સિગ્મા અને પાઈ બંધની રચના

4.6.3 d-કક્ષકોનો સમાવેશ કરતા તત્ત્વોનું સંકરણ (Hybridisation of Elements Involving d-Orbitals)

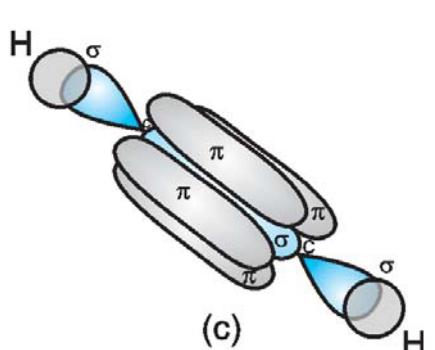
ત્રીજા આવર્તમાં આવેલ તત્ત્વો ડ અને p -કક્ષકો ઉપરાંત d -કક્ષકો ધરાવે છે. $3d$ -કક્ષકોની ઊર્જા $3s$ અને $3p$ કક્ષકોની સાથે સરખાવી શકાય તેવી છે. $3d$ -કક્ષકોની ઊર્જા $4s$ અને $4p$ કક્ષકો સાથે સરખાવી શકાય તેવી છે. આને પરિણામે $3s$, $3p$ અને $3d$ અથવા $3d$, $4s$ અને $4p$ કક્ષકોને સમાવતું સંકરણ શક્ય છે. $3p$ અને $4s$ કક્ષકો વચ્ચેનો તફાવત અર્થસૂચક (સાર્થક) છે. તેથી $3p$, $3d$ અને $4s$ કક્ષકો સમાવતું સંકરણ શક્ય નથી.

s , p અને d કક્ષકોને સમાવી લેતા સંકરણાનો નીચે પ્રમાણે ઉપસંહાર કરી શકાય :

અણુ/આયનનો આકાર	સંકરણાનો પ્રકાર	પરમાણ્વીય કક્ષકો	ઉદાહરણ
સમતલીય ચોરસ	dsp^2	$d+s+p(2)$	$[Ni(CN)_4]^{2-}$, $[Pt(Cl)_6]^{2-}$
ત્રિકોણીય પિરામિડલ	sp^3d	$s+p(3)+d$	PCl_5
ચોરસ પિરામિડલ	sp^3d^2	$s+p(3)+d(2)$	BrF_5
અષ્ટકલકીય	sp^3d^2 d^2sp^3	$s+p(3)+d(2)$ $d(2)+s+p(3)$	SF_6 , $[CrF_6]^{3-}$ $[Co(NH_3)_6]^{3+}$

(i) PCl_5 -ની રચના (sp^3d સંકરણ) :

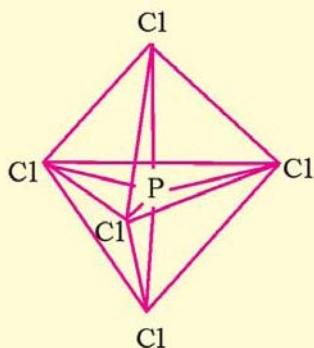
ફોસ્ફરસ ($Z = 15$)ની ધરા અવસ્થા અને ઉત્તેજિત અવસ્થામાં બાબુ ઈલેક્ટ્રોનીય રચના નીચે દર્શાવી છે :



P (ધરા અવસ્થા)	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$	$\boxed{\quad \quad \quad \quad}$
3s		$\boxed{\quad \quad \quad}$	3d
P (ઉત્તેજિત અવસ્થા)	\uparrow	$\uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$	$\uparrow \boxed{\quad \quad \quad \quad}$
Cl		$\boxed{\quad \quad \quad \quad}$	
PCl ₅	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\boxed{\quad \quad \quad \quad}$
Cl		$\boxed{\quad \quad \quad \quad}$	

પાંચ ક્લોરિન પરમાણુ વડે દાન કરાયેલ ઈલેક્ટ્રોન યુગમથી ભરાયેલી sp^3d સંકર કક્ષકો

હવે પાંચેય કક્ષકો (એટલે કે એક s , ત્રણ p અને એક d કક્ષકો) સંકરણ માટે ઉપલબ્ધ છે. જેથી આપણને પાંચ sp^3d સંકર કક્ષકોનો સેટ મળશે. જે નિકોણીય દ્વિપિરામીડના પાંચ ખૂણાઓ તરફ દિશાત્મક હશે. જે આકૃતિ 4.17માં દર્શાવેલ છે.



આકૃતિ 4.17 PCl_5 અણુની નિકોણીય દ્વિપિરામીડલ ભૂમિતિ

એ નોંધવું જોઈશે કે નિકોણીય દ્વિપિરામીડલ ભૂમિતિના બધા ખૂણા સરખા નહિ હોય. PCl_5 માં ફોસ્ફરસની પાંચ sp^3d કક્ષકો કલોરિનની એકાકી ઈલેક્ટ્રોન ધરાવતી p -કક્ષકો સાથે સંમિશ્ર થશે અને પાંચ P-Cl સિંગ્મા બંધ રચશે. ત્રણ P-Cl બંધ એક સમતલમાં હશે. અને એકબીજા વચ્ચે 120°નો ખૂણો બનાવશે. આ બંધોને વિષુવવૃત્તીય (equatorial) બંધ કહે છે. બાકી રહેલા બે P-Cl બંધમાંનો એક મધ્યવર્તી સમતલની ઉપર અને બીજો મધ્યવર્તી સમતલની નીચે ગોઠવાય છે. જે સમતલ સાથે 90° ખૂણો રચે છે. આ બંધને અક્ષીય (axial) બંધ કહે છે. અક્ષીય બંધ યુંમો વિષુવવૃત્તીય બંધ યુંમો કરતાં વધારે અપાર્કર્ષણ પારસ્પરિક કિયા અનુભવે છે માટે અક્ષીય બંધ પ્રમાણમાં થોડા વધારે લાંબા જાગાય છે. તેથી વિષુવવૃત્તીય બંધો કરતાં વધુ નબળા હોય છે. જે PCl_5 અણુને વધુ સક્રિય બનાવે છે.

(ii) SF_6 (sp^3d^2 સંકરણ)ની રચના :

SF_6 માં મધ્યસ્થ સલ્ફર પરમાણુને ધરા અવસ્થામાં બાધી ઈલેક્ટ્રોનીય રચના $3s^23p^4$ હોય છે. ઉત્તેજિત અવસ્થામાં પ્રાય છ કક્ષકો એટલે કે એક s , ત્રણ p અને બે d કક્ષકો એક જ ઈલેક્ટ્રોનનથી ભરાયેલી હોય છે. આ કક્ષકો સંકરણ પામે છે અને છ નવી sp^3d^2 સંકૃત કક્ષકો રચે છે. જે નિયમિત

અષ્ટફલકના છ ખૂણાઓ તરફ પ્રક્રેપિત હોય છે. આ છ sp^3d^2 સંકૃત કક્ષકો ફ્લોરિન પરમાણુની એક ઈલેક્ટ્રોન ધરાવતી કક્ષક સાથે સંમિશ્રણ કરે છે અને છ S-F સિંગ્મા બંધ રચે છે. આથી SF_6 અણુને નિયમિત અષ્ટફલકીય ભૂમિતિ આકૃતિ 4.18માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે હોય છે.

S (ધરા અવસ્થા)			
3s		3p	
S (ઉત્તેજિત અવસ્થા)			
SF_6			
			<img alt="Molecular orbital configuration for SF6 molecule showing 90d

- રાખે છે તેનાથી અસર પામે છે. આમ પરમાણવીય કક્ષક એકન્ડ્રી હોય છે, જ્યારે આણવીય કક્ષક બહુકેન્ડ્રી હોય છે.
- (iv) રચાયેલી આણવીય કક્ષકોની સંખ્યા અને સંયોજાતી પરમાણવીય કક્ષકોની સંખ્યા સરખી હોય છે. જ્યારે બે પરમાણવીય કક્ષકો સંયોજય છે ત્યારે બે આણવીય કક્ષકો રચાય છે. એકને બંધકારક આણવીય કક્ષક અને બીજને બંધપ્રતિકારક આણવીય કક્ષક કહે છે.
- (v) બંધકારક આણવીય કક્ષકોની ઉર્જા હંમેશાં બંધપ્રતિકારક આણવીય કક્ષક કરતાં ઓછી હોય છે. તેથી તેની સ્થાયીતા વધારે હોય છે.
- (vi) જેમ પરમાણુમાં કેન્દ્રની આસપાસ ઈલેક્ટ્રોન સંભાવ્યતા વહેંચણી પરમાણવીય કક્ષક વડે દર્શાવાય છે. તેમ આણવીય કક્ષક પાસે અણુમાંના કેન્દ્રના સમૂહની આસપાસ ઈલેક્ટ્રોન સંભાવ્યતા વહેંચણી આણવીય કક્ષક વડે દર્શાવાય છે.
- (vii) પરમાણવીય કક્ષકોની જેમ આણવીય કક્ષકો પણ આઉફબાઉ સિદ્ધાંત અને પૌલીનો નિષેધ સિદ્ધાંત તથા હુન્ડના નિયમને પાળે છે.

4.7.1 આણવીય કક્ષકોની રચના : પરમાણવીય કક્ષકોનું રૈબિક સંગઠન (Formation of Molecular Orbitals : Linear Combination of Atomic Orbitals : LCAO)

તરંગ યંત્રશાખ પ્રમાણે પરમાણવીય કક્ષકોને તરંગ વિધેય (ψ) તરીકે દર્શાવી શકાય. જે ઈલેક્ટ્રોન તરંગનો કંપવિસ્તાર (amplitude) રજૂ કરે છે. શ્રોટિજરના તરંગ સમીકરણના ઉકેલ પરથી આ મેળવી શકાય છે. શ્રોટિજર સમીકરણ એક કરતાં વધારે ઈલેક્ટ્રોન ધરાવતી પ્રણાલી માટે ઉકેલી શકાતું નથી. આણવીય કક્ષકો જેઓ અણુઓ માટે એક ઈલેક્ટ્રોન આણવીય કક્ષકો છે તેમને શ્રોટિજરના સમીકરણના સીધા ઉકેલથી મેળવવું મુશ્કેલ છે. આ સમસ્યાને ઉપરવટ થવા માટે લગભગ (આશા પડતી) (approximate) પદ્ધતિ હોય છે. જે પરમાણવીય કક્ષકોનું રૈબિક સંગઠન (LCAO) તરીકે ઓળખાય છે.

આપણે સમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણવીય હાઈડ્રોજન અણુને આ પદ્ધતિ લાગુ પાડીએ. હાઈડ્રોજન અણુને બે A અને B પરમાણુઓ ધરાવતો અણુ ગાડીએ. દરેક હાઈડ્રોજન પરમાણુને

તેની ધરા અવસ્થામાં એક ઈલેક્ટ્રોન હોય છે. આ પરમાણુઓની પરમાણવીય કક્ષકોને તરંગ વિધેય Ψ_A અને Ψ_B તરીકે દર્શાવીએ. ગાણિતીય રીતે આણવીય કક્ષકોની રચના પરમાણવીય કક્ષકોના રૈબિક સંગઠનથી રચાતી વર્ણવી શકાય, જે બિક્ટિગત પરમાણવીય કક્ષકોના તરંગ વિધેયના સરવાળા કે બાદબાકી દ્વારા વર્ણવી શકાય. આ નીચે દર્શાવેલ છે :

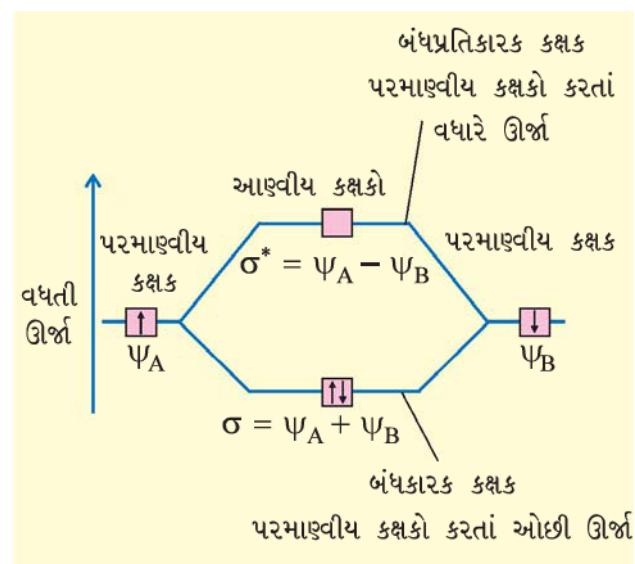
$$\Psi_{MO} = \Psi_A \pm \Psi_B$$

આથી બે આણવીય કક્ષકો σ અને σ^* રચાશે.

$$\sigma = \Psi_A + \Psi_B$$

$$\sigma^* = \Psi_A - \Psi_B$$

પરમાણવીય કક્ષકોના સરવાળાથી મળેલી આણવીય કક્ષકો જે બંધકારક આણવીય કક્ષકો કહે છે, જ્યારે પરમાણવીય કક્ષકોની બાદબાકીથી મળેલી આણવીય કક્ષકો σ^* ને બંધપ્રતિકારક આણવીય કક્ષકો કહે છે. આકૃતિ 4.19માં દર્શાવેલ છે.



આકૃતિ 4.19 બે પરમાણુ A અને B પર અનુકૂમે કેન્દ્રિત થયેલી પરમાણવીય કક્ષકો Ψ_A અને Ψ_B ના રૈબિક સંગઠનથી રચાતી બંધકારક (σ) અને બંધપ્રતિકારક (σ^*) આણવીય કક્ષકોની રચના

ગુણાત્મક રીતે, આણવીય કક્ષકોની રચના સંયોજાતા પરમાણુઓના ઈલેક્ટ્રોનના રચનાત્મક (constructive) અને વિબંજક (destructive) વ્યતિકરણના પર્યાયમાં સમજ શકાય છે. બંધકારક આણવીય કક્ષકોની રચનામાં સંયોજાતા પરમાણુના બન્ને ઈલેક્ટ્રોનના તરંગ એકબીજાને પ્રબલક (reinforce) બને છે.

વ્યતિકરણને લીધે રચાયેલ બંધપ્રતિકારક આણવીય કક્ષકોની રચનામાં ઈલેક્ટ્રોન તરંગ એકબીજાને વિભંજક વ્યતિકરણને લીધે રદ કરે છે. આને પરિણામે બંધકારક આણવીય કક્ષકમાં ઈલેક્ટ્રોન ઘનતા બંધન પામેલા પરમાણુઓના કેન્દ્રની વચ્ચે સ્થાન પામે છે. કારણ કે કેન્દ્રો વચ્ચે અપાકર્ષણ ઘણું ઓછું હોય છે. બંધપ્રતિકારક આણવીય કક્ષકોમાં બન્ને કેન્દ્રોની વચ્ચેની જગ્યાએથી મુખ્યત્વે ઈલેક્ટ્રોન ઘનતા દૂર સ્થાન પામે છે. હકીકતમાં નોહલ સમતલ જેના પર ઈલેક્ટ્રોન ઘનતા શૂન્ય છે, બન્ને કેન્દ્રોની વચ્ચે હોય છે. આથી કેન્દ્રો વચ્ચે અપાકર્ષણ વધારે હોય છે. બંધકારક આણવીય કક્ષકમાં ગોઠવાયેલા ઈલેક્ટ્રોન કેન્દ્રમાં એકબીજાની સાથે ગોઠવાયેલા રહે છે અને આણુને સ્થાયી બનાવે છે. આથી જ બંધકારક આણવીય કક્ષક હંમેશાં તેમની રચનામાં જોડાયેલી પરમાણવીય કક્ષકો કરતાં ઓછી ઊર્જા ધરાવે છે. આના વિરુદ્ધમાં બંધ પ્રતિકારક આણવીય કક્ષકો આણુને અસ્થાયી બનાવે છે. આનું કારણ આ કક્ષકોમાં ઈલેક્ટ્રોનનું પરસ્પર અપાકર્ષણ કેન્દ્ર અને ઈલેક્ટ્રોન વચ્ચેના આકર્ષણ કરતાં વધારે હોય છે જે ઊર્જામાં વધારો કરે છે.

એ નોંધવું જોઈએ કે બંધપ્રતિકારક કક્ષકોની ઊર્જા મૂળ પરમાણવીય કક્ષકો કરતાં વધુ હોય છે, જ્યારે બંધકારક આણવીય કક્ષકોમાં મૂળ પરમાણવીય કક્ષકો કરતાં ઓછી હોય છે. બન્ને આણવીય કક્ષકોની કુલ ઊર્જા બે મૂળ પરમાણવીય કક્ષકોની કુલ ઊર્જા જેટલી સરખી રહે છે.

4.7.2 પરમાણવીય કક્ષકોના સંગઠન માટેની શરતો (Conditions for the Combination of Atomic Orbitals)

પરમાણવીય કક્ષકોનું આણવીય કક્ષકોની રચનામાં રૈખિક સંગઠન નીચેની શરતો સંતોષાય તો જ શક્ય બને છે.

(1) સંયોજાતી પરમાણવીય કક્ષકોની સરખી અથવા લગભગ સરખી ઊર્જા હોવી જોઈએ. આનો અર્થ એમ છે કે $1s$ કક્ષક બીજી $1s$ કક્ષક સાથે સંયોજાશે અને $2s$ કક્ષક સાથે નહિ કારણ કે $2s$ કક્ષકની ઊર્જા $1s$ કક્ષકની ઊર્જા કરતાં નોંધપાત્ર રીતે વધારે છે. જો પરમાણુઓ જુદા-જુદા હોય તો આ સાચું નથી.

(2) સંયોજાતી પરમાણવીય કક્ષકો આણવીય અક્ષ પર સરખી રીતે સમભિત હોવી જોઈએ. પ્રણાલિકા પ્રમાણો Z-અક્ષને

આણવીય અક્ષ તરીકે લેવાય છે. એ નોંધવું જરૂરી છે કે પરમાણવીય કક્ષકો જેમની ઊર્જા તથા તેમની સમભિત સરખી નહિ હોય તો તેઓ સંયોજાઈ શકશે નહિ. ઉદાહરણ તરીકે, એક પરમાણુની $2p_z$ કક્ષક બીજા પરમાણુની $2p_z$ કક્ષક સાથે સંયોજાશે. પણ $2p_x$ અથવા $2p_y$ કક્ષક સાથે નહિ કારણ કે વધુમાં વધુ સંમિશ્રણ થવું જોઈએ.

(3) સંયોજાતી પરમાણવીય કક્ષકોનું મહત્તમ માત્રામાં સંમિશ્રણ થવું જોઈએ : સંમિશ્રણની માત્રા વધારે તો આણવીય કક્ષકોના કેન્દ્રો વચ્ચે ઈલેક્ટ્રોન ઘનતા વધારે થશે.

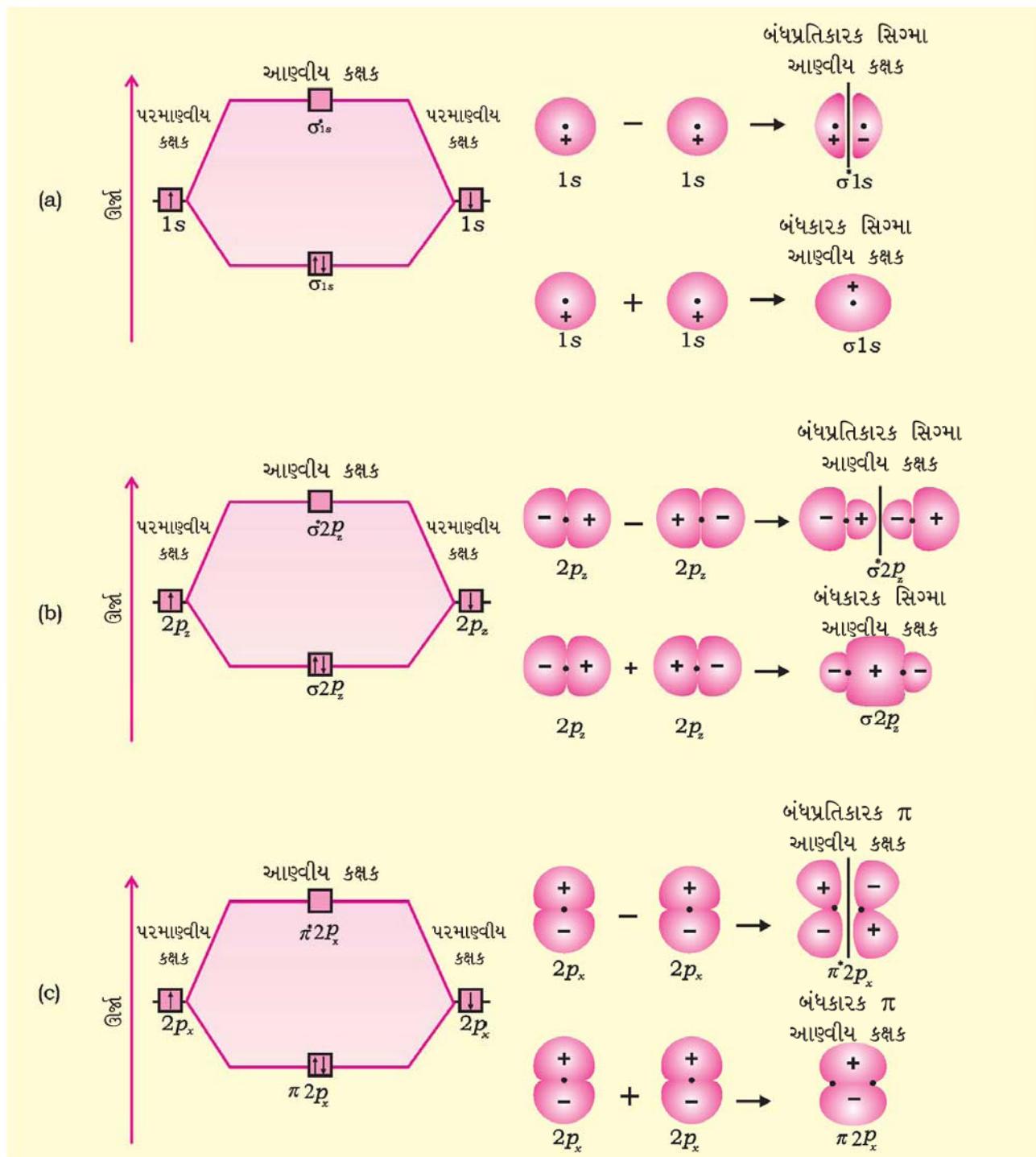
4.7.3 આણવીય કક્ષકોના પ્રકાર (Types of Molecular Orbitals)

દ્વિપરમાણવીય અણુની આણવીય કક્ષકો ઠ (સિંમા), π (પાઈ), δ (ડલ્ટા) તરીકે ચિહ્નિત કરવામાં આવે છે. આ નામકરણમાં સિંમા (ઠ) આણવીય કક્ષકો બંધ અક્ષની આસપાસ સમભિત હોય છે. જ્યારે પાઈ (π) કક્ષકો સમભિત હોતી નથી. ઉદાહરણ તરીકે, $1s$ કક્ષકો બે કેન્દ્રો પર કેન્દ્રિત થયેલી હોય તેમનું રૈખિક સંગઠન બે આણવીય કક્ષકો રચે છે, જે બંધ અક્ષની આસપાસ સમભિત હોય છે. આવી આણવીય કક્ષકો ઠ પ્રકારની છે અને તેમને $1s$ અને $1s$ તરીકે ચિહ્નિત કરવામાં આવે છે (આકૃતિ 4.20(a)). જો આંતરકેન્દ્રિય ધરી Z-દિશામાં લેવામાં આવે તો તે બે પરમાણુની $2p_z$ કક્ષકો સાથે રૈખિક સંગઠનથી બે સિંમા આણવીય કક્ષકો ઉદ્ભવશે જે મને $1s$ અને $1s$ તરીકે ચિહ્નિત કરવામાં આવે છે.

$2p_x$ અને $2p_y$ કક્ષકોમાંથી મળેલ આણવીય કક્ષકો બંધ અક્ષને સમભિત હોતી નથી. કારણ કે આણવીય સમતલને ઉપર ધન પિંડક અને નીચે ઋણ પિંડક હોય છે. આવી આણવીય કક્ષકોને π અને π^* તરીકે ચિહ્નિત કરવામાં આવે છે. બંધકારક π આણવીય કક્ષકો આંતરકેન્દ્રિય અક્ષને ઉપર અને નીચે વધારે ઈલેક્ટ્રોન ઘનતા હોય છે. π^* બંધપ્રતિકારક આણવીય કક્ષકોને કેન્દ્રો વચ્ચે નોડ હોય છે.

4.7.4 આણવીય કક્ષકોના શક્તિસ્તર આલેખ (Energy Level Diagram for Molecular Orbitals)

આપણે જોયું કે બે પરમાણુઓની $1s$ પરમાણવીય કક્ષકો બે આણવીય કક્ષકો રચે છે. જેમને $1s$ અને $1s$ તરીકે ચિહ્નિત કરાય છે. આ જ પ્રમાણો $2s$ અને $2p$ પરમાણવીય



આકૃતિ 4.20 (a) પરમાણવીય કક્ષકો (b) $2p_z$ પરમાણવીય કક્ષકો અને (c) $2p_x$ પરમાણવીય કક્ષકોના સંગઠનથી રચાયેલી બંધકારક અને બંધપ્રતિકારક આણવીય કક્ષકોની રૂપરેખા (contour) અને ઉર્જા

કક્ષકો (બન્ને પરમાણુ પરની આઠ પરમાણવીય કક્ષકો) નીચેની આઠ આણવીય કક્ષકો રચે છે :

બંધપ્રતિકારક : $\sigma^*2s \sigma^*2p_z \pi^*2p_x \pi^*2p_y$
આણવીય કક્ષકો

બંધકારક આણવીય કક્ષકો : $\sigma 2s \sigma 2p_z \pi 2p_x \pi 2p_y$

આવર્ત કોષ્ટકના બીજા આવર્તના તત્વોના સમકેન્દ્રીય દ્વિઅણુઓ માટે વર્ણાપટદર્શકીય માહિતીની મદદથી પ્રાયોગિક રીતે આણવીય કક્ષકોના ઉર્જાસ્તર નક્કી થયેલા છે. O_2 અને F_2 માટે જુદી જુદી આણવીય કક્ષકોની શક્તિનો વધતો કમ નીચે આપેલ છે.

$$\sigma 1s < \sigma^* 1s < \sigma 2s < \sigma^* 2s < \sigma 2p_z < (\pi 2p_x = \pi 2p_y) < (\pi^* 2p_x = \pi^* 2p_y) < \sigma^* 2p_z$$

આમ છતાં, આણવીય કક્ષકોમાં ઉર્જા-સ્તરોનો આ કમ બાકીના અણુઓ Li_2 , Be_2 , B_2 , C_2 , N_2 વગેરે માટે સાચો નથી. ઉદાહરણ તરીકે એ પ્રાયોગિક રીતે નક્કી કરવામાં આવ્યું છે કે B_2 , C_2 , N_2 વગેરે જેવા અણુઓ માટે જુદી જુદી આણવીય કક્ષકોની શક્તિનો કમ નીચે પ્રમાણે છે :

$$\sigma 1s < \sigma^* 1s < \sigma 2s < \sigma^* 2s < (\pi 2p_x = \pi 2p_y) < \sigma 2p_z < (\pi^* 2p_x = \pi^* 2p_y) < \sigma^* 2p_z$$

આ કમની અગત્યની લાક્ષણિકતા એ છે કે $\sigma 2p_z$ આણવીય કક્ષકોની ઉર્જા $\pi 2p_x$ અને $\pi 2p_y$ આણવીય કક્ષકો કરતાં વધારે છે.

4.7.5 ઈલેક્ટ્રોનીય રચના અને આણવીય વર્તણૂક (Electronic Configuration and Molecular Behaviour)

જુદી જુદી આણવીય કક્ષકોમાં ઈલેક્ટ્રોનની વહેંચણીને અણુની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના કહે છે. અણુની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના પરથી અણુ વિશેની અગત્યની માહિતી મેળવી શકાય છે. જેની ચર્ચા નીચે કરી છે.

અણુની સ્થાયીતા : જો N_b બંધકારક કક્ષકોમાં રહેલા ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા હોય અને N_a બંધપ્રતિકારક કક્ષકોમાં રહેલા ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા હોય તો

- (i) જો N_b સંખ્યા N_a સંખ્યા કરતાં વધારે હોય તો અણુ સ્થાયી હોય છે.
- (ii) જો N_b સંખ્યા N_a સંખ્યા કરતાં ઓછી હોય તો અણુ અસ્થાયી હોય છે.

જો (i) વધારે બંધકારક કક્ષકો ભરાયેલી હોય અને તેથી બંધન અસર વધારે પ્રબળ હોય છે અને સ્થાયી અણુ પરિણમે છે. (ii)માં બંધપ્રતિકારક કક્ષકોની અસર વધારે પ્રબળ હોય છે અને તેથી અણુ અસ્થાયી હોય છે.

બંધકમાંક :

બંધકારક અને બંધપ્રતિકારક કક્ષકોમાં હાજર ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યાના તફાવતના અડધાને બંધકમાંક (b.o.) તરીકે વ્યાખ્યાયિત કરેલ છે.

$$\text{બંધકમાંક (b.o.)} = \frac{1}{2}(N_b - N_a)$$

અણુની સ્થાયીતા માટે ઉપર ચર્ચા કરી તે નિયમોને બંધકમાંકના પર્યાયમાં ફરીથી નિવેદિત કરી શકાય.

ધન બંધકમાંક (એટલે કે $N_b > N_a$)નો અર્થ કે અણુ સ્થાયી છે અને ઋણ બંધકમાંક ($N_b < N_a$)નો અર્થ કે અણુ અસ્થાયી છે. આ ઉપરાત તફાવત શૂન્ય ($N_b = N_a$) થાય તો બંધકમાંક શૂન્ય થશે. જેનો અર્થ છે કે અણુ અસ્થાયી છે.

બંધનો સ્વભાવ (પ્રકૃતિ) :

સંકલિત બંધકમાંકના મૂલ્યો 1, 2 અથવા 3 ચિરસંમત ઘાલમાં શીખ્યા તે પ્રમાણે એકલ બંધ, દ્વિબંધ અથવા ત્રિબંધને અનુરૂપ હોય છે.

બંધલંબાઈ :

બે પરમાણુઓ વચ્ચેનો અણુમાંનો બંધકમાંક, બંધલંબાઈનું આશરે માપ લઈ શકાય. બંધકમાંક જેમ વધે તેમ બંધલંબાઈ ધટે.

ચુંબકીય સ્વભાવ (પ્રકૃતિ) :

જો અણુમાંની બધી જ આણવીય કક્ષકો દ્વિભરાયેલ (doubly occupied) (એટલે કે બધી જ કક્ષકોમાં બે ઈલેક્ટ્રોન) હોય તો પદાર્થ પ્રતિચુંબકીય હશે (ચુંબકીય ક્ષેત્ર વડે અપાકર્ષિત થશે). જો એક અથવા વધારે આણવીય કક્ષક એકાકી-ભરાયેલ (singly occupied) (એટલે કે એક એક ઈલેક્ટ્રોન હોય) તે અનુચુંબકીય (ચુંબકીય ક્ષેત્રથી આકર્ષિત હોય છે). દા.ત., O_2 અણુ.

4.8 કેટલાક સમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણવીય અણુઓમાં બંધન (Bonding in Some Homonuclear Diatomic Molecules)

(1) હાઇડ્રોજન અણુ (H_2) : તે હાઇડ્રોજનના બે પરમાણુના સંગઠનથી રચાય છે. દરેક હાઇડ્રોજન પરમાણુને $1s$ કક્ષકમાં એક ઈલેક્ટ્રોન હોય છે. આથી હાઇડ્રોજન અણુમાં બે ઈલેક્ટ્રોન હોય છે. જે ઠ $1s$ આણવીય કક્ષકમાં હાજર હોય છે. આથી હાઇડ્રોજન અણુની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના.

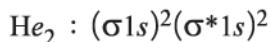
$$\text{H}_2 : (1s)^2$$

H_2 અણુનો બંધકમાંક નીચે આપ્યા પ્રમાણે ગણી શકાય.

$$\text{બંધકમાંક} = \frac{N_b - N_a}{2} = \frac{2 - 0}{2} = 1$$

આનો અર્થ એમ થાય કે બે હાઇડ્રોજન પરમાણુ એકબીજા સાથે એકલબંધથી જોડાયેલ છે. હાઇડ્રોજન અણુની બંધ વિયોજન ઉર્જા 438 kJ mol^{-1} પ્રાપ્ત થઈ છે અને બંધલંબાઈ 74 pm છે. હાઇડ્રોજન અણુમાં એક પણ ઈલેક્ટ્રોન અયુગ્મિત નથી માટે તે પ્રતિચુંબકીય છે.

(2) હિલિયમ અણુ (He_2) : હિલિયમ પરમાણુની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના $1s^2$ છે. દરેક હિલિયમ પરમાણુ બે ઈલેક્ટ્રોન ધરાવે છે. આથી He_2 માં કુલ ચાર ઈલેક્ટ્રોન હશે. આ ઈલેક્ટ્રોન $1s$ અને σ^*1s આણવીય કક્ષકોમાં ગોઠવાશે. જેને લીધે ઈલેક્ટ્રોનીય રચના થશે.

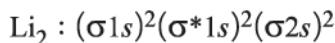


$$\text{He}_2\text{નો બંધકમાંક } \frac{2-2}{2} = 0$$

આથી He_2 અણુ અસ્થાયી છે અને તે અસ્તિત્વ ધરાવી શકશે નહિએ.

આ જ પ્રમાણે દર્શાવી શકાય કે Be_2 અણુ $(\sigma 1s)^2 (\sigma^* 1s)^2$ $(\sigma 2s)^2 (\sigma^* 2s)^2$ પણ અસ્તિત્વ ધરાવશે નહિએ.

(3) લિથિયમ અણુ (Li_2) : લિથિયમની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના છે $1s^2 2s^1$. આથી Li_2 માં છ ઈલેક્ટ્રોન છે. Li_2 ની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના આથી લખી શકાય કે,



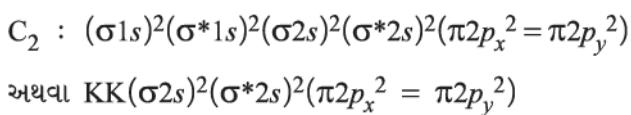
ઉપરની રચના $\text{KK}(\sigma 2s)^2$ તરીકે લખી શકાય. જ્યાં KK બંધ (closed) કોશ દર્શાવે છે, જેની રચના છે $(\sigma 1s)^2 (\sigma^* 1s)^2$.

Li_2 ની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના પરથી સ્પષ્ટ થાય છે કે ચાર ઈલેક્ટ્રોન બંધકારક કક્ષકોમાં ગોઠવાયેલ છે અને બે ઈલેક્ટ્રોન બંધ પ્રતિકારક કક્ષકોમાં ગોઠવાયેલા છે.

$$\text{તેનો બંધકમાંક } \frac{4-2}{2} = 1 \text{ છે.}$$

આનો અર્થ એમ થાય છે કે Li_2 અણુ સ્થાયી છે. તેની પાસે અયુભૂતિ ઈલેક્ટ્રોન નથી માટે તે પ્રતિચુંબકીય છે. Li_2 અણુઓ બાધ્ય અવસ્થામાં અસ્તિત્વ ધરાવે છે તેવી જાણકારી છે.

(4) કાર્બન અણુ (C_2) : કાર્બન પરમાણુની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના છે $1s^2 2s^2 2p^2$. તેથી C_2 અણુમાં બાર ઈલેક્ટ્રોન છે. C_2 અણુની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના થશે :

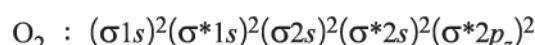


$$\text{C}_2 \text{ અણુનો બંધકમાંક } \frac{8-4}{2} = 2 \text{ થશે અને}$$

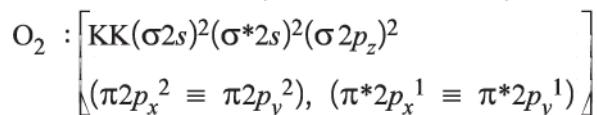
C_2 પ્રતિચુંબકીય હોવો જોઈએ. પ્રતિચુંબકીય C_2 અણુની ખરેખર બાધ્ય અવસ્થામાં પરખ થયેલ છે. એ નોંધવું

અગત્યનું છે કે C_2 માં બંને દ્વિબંધ પિ બંધ છે કારણ કે ચાર ઈલેક્ટ્રોન બે પિ આણવીય કક્ષકોમાં રહેલા છે. બીજા ઘણા અણુઓના દ્વિબંધ સિંમા બંધ અને પાઈ બંધનો બનેલો હોય છે. આ જ રીતે N_2 અણુની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના ચર્ચા શકાય.

(5) ઓક્સિજન અણુ (O_2) : ઓક્સિજન પરમાણુની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના $1s^2 2s^2 2p^4$ છે. દરેક ઓક્સિજન પરમાણુ પાસે આઠ ઈલેક્ટ્રોન છે. માટે O_2 અણુમાં સોળ (16) ઈલેક્ટ્રોન હાજર હશે. આથી O_2 અણુની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના લખી શકાય :



$$(\pi 2p_x^2 \equiv \pi 2p_y^2) (\pi^* 2p_x^1 \equiv \pi^* 2p_y^1) \text{ અથવા}$$

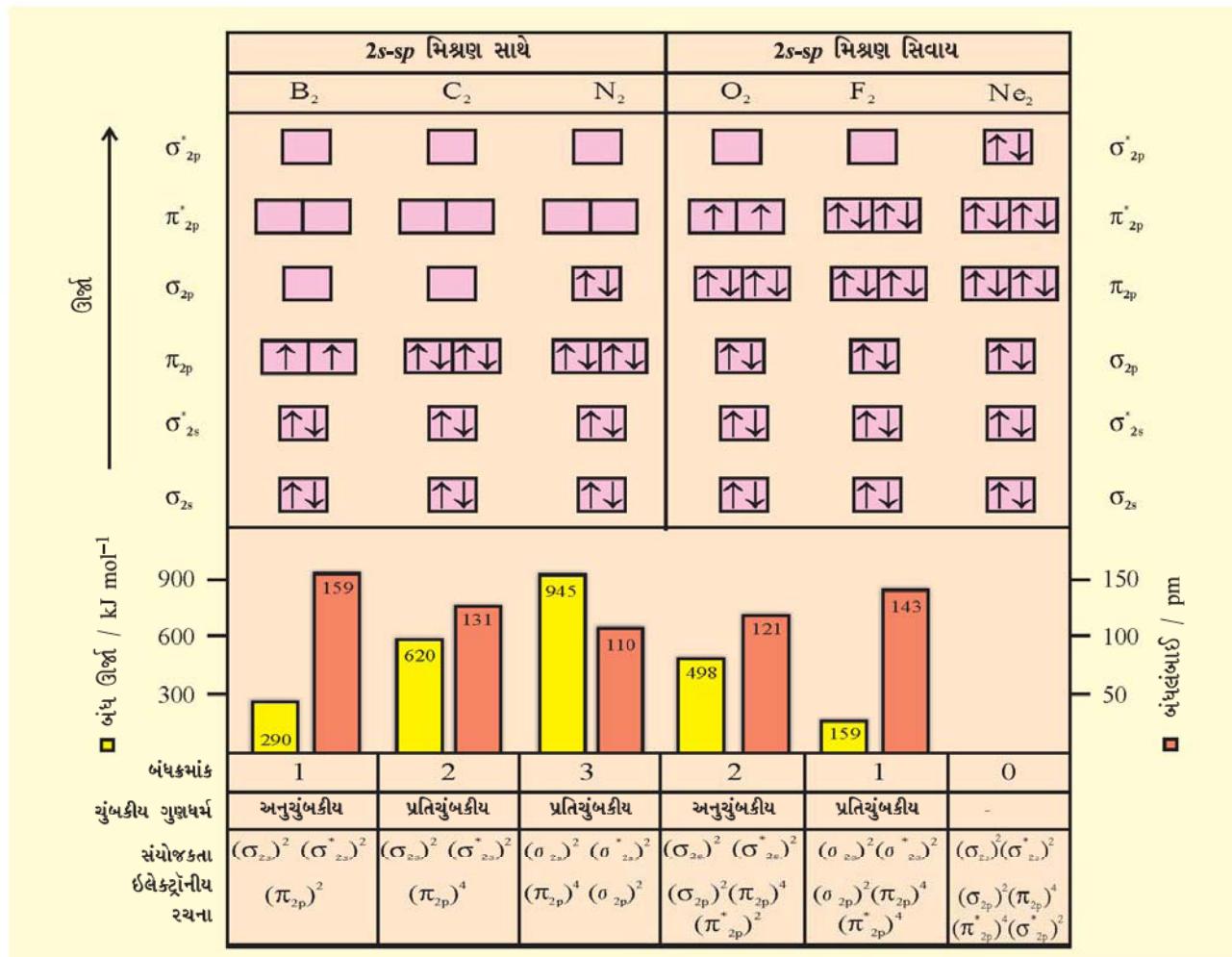


O_2 ની ઈલેક્ટ્રોનીય રચનામાંથી એ સ્પષ્ટ થાય છે કે દસ ઈલેક્ટ્રોન બંધકારક આણવીય કક્ષકોમાં અને છ ઈલેક્ટ્રોન બંધપ્રતિકારક આણવીય કક્ષકોમાં છે માટે તેનો બંધકમાંક થશે :

$$\text{બંધકમાંક} = \frac{1}{2} [N_b - N_a] = \frac{1}{2} [10 - 6] = 2$$

તેથી ઓક્સિજન અણુમાં બે ઓક્સિજન પરમાણુઓ દ્વિબંધથી સંયોજાયેલા છે. તે ઉપરાંત એ પણ નોંધી શકાય કે બે અયુભૂતિ ઈલેક્ટ્રોન $\pi^* 2p_x$ અને $\pi^* 2p_y$ આણવીય કક્ષકોમાં છે. આથી O_2 અણુ અનુચુંબકીય હોવો જોઈએ. આ પ્રાક્કથન પ્રાયોગિક અવલોકનોને અનુરૂપ છે. આ પ્રમાણે આણવીય કક્ષક વાદ ઓક્સિજન અણુનો અનુચુંબકીય સ્વભાવ સર્જણતાપૂર્વક સમજાવે છે.

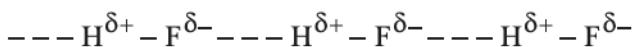
આ જ પ્રમાણે આવર્તકોઝકના બીજા આવર્તના બાકીના તત્ત્વોના સમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણવીય અણુઓની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના દર્શાવી શકાય. આકૃતિ 4.21માં B_2 થી Ne_2 સુધીના અણુઓની આણવીય કક્ષકોમાં ઈલેક્ટ્રોનની ગોઠવણી અને આણવીય ગુણધર્મો આપવામાં આવ્યા છે. આણવીય કક્ષકોનો કમ અને તેમની ઈલેક્ટ્રોન સમાચિ (population) દર્શાવેલ છે. આણવીય કક્ષક આરેખની નીચે બંધ ઊર્જા, બંધલંબાઈ, ચુંબકીય ગુણધર્મ અને સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોનીય રચના દર્શાવેલ છે.



આકૃતિ 4.21 B_2 થી Ne_2 સુધીના અણુઓની આણવીય કક્ષકો (MO) ગોઠવણી અને આણવીય ગુણધર્મો

4.9 હાઈડ્રોજન બંધન (Hydrogen Bonding)

નાઈડ્રોજન, ઓક્સિજન અને ફ્લોરિન ઊંચા વિદ્યુત-ત્રણમય તત્ત્વો છે. જ્યારે તેઓ હાઈડ્રોજન પરમાણુ સાથે સહસંયોજક બંધ રચે છે ત્યારે સહસંયોજક બંધના ઇલેક્ટ્રોન વધુ વિદ્યુતત્રણમય પરમાણુ તરફ ખસે છે. અંશતઃ: ધનભારિત હાઈડ્રોજન પરમાણુ બીજા વધુ વિદ્યુતત્રણમય તત્ત્વ સાથે બંધ રચે છે. આ બંધને હાઈડ્રોજન બંધ કહે છે અને તે સહસંયોજક બંધ કરતાં વધુ નિર્બળ હોય છે. ઉદાહરણ તરીકે HF અણુમાં હાઈડ્રોજન બંધ એક અણુના હાઈડ્રોજન પરમાણુ અને બીજા અણુનો ફ્લોરિન પરમાણુ વચ્ચે અસ્તિત્વ ધરાવે છે, જે નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :



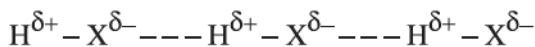
અહીંથાં હાઈડ્રોજન બંધ બે પરમાણુ વચ્ચે એક સેતુ તરીકે વર્તે છે જે સહસંયોજક બંધનો એક પરમાણુ અને બીજો પરમાણુ હાઈડ્રોજન બંધ ધરાવે છે. હાઈડ્રોજન બંધ ટપકાની ટપકાનવાળી

(---) ગ્રૂપક રેખા વડે દર્શાવાય છે, જ્યારે સણંગ રેખા સહસંયોજક બંધ દર્શાવે છે. હાઈડ્રોજન બંધની વ્યાખ્યા આપી શકાય કે તે એ આકર્ષણ બળો છે જે એક અણુના હાઈડ્રોજન પરમાણુને વિદ્યુતત્રણમય પરમાણુ (F, O અથવા N)ની સાથે બાંધી રાખે છે.

4.9.1 હાઈડ્રોજન બંધની રચનાનું કારણ (Cause of Formation of Hydrogen Bond)

જ્યારે હાઈડ્રોજન પ્રભળ વિદ્યુતત્રણમય તત્ત્વ 'X' સાથે બંધન પામે છે ત્યારે બે પરમાણુઓ વચ્ચે ભાગીદાર થયેલ ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ હાઈડ્રોજનથી દૂર ખસે છે. આને પરિણામે હાઈડ્રોજન પરમાણુ બીજા 'X'ની સરખામણીમાં વધુ વિદ્યુતધનમય બને છે. ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મનું X તરફનું વિસ્થાપન (displacement) થતું હોવાથી તે આંશિક ધન ભાર (δ^+) પ્રાપ્ત કરે છે, જ્યારે X આંશિક ત્રણાભાર પ્રાપ્ત કરે છે (δ^-). આને

પરિણામે સ્થિર વિદ્યુતીય આકર્ષણ બળ ધરાવતા ધૂવીય અણુ રચાય છે જેને આ રીતે રજૂ કરી શકાય.



હાઈડ્રોજન બંધની માત્રા સંયોજનની ભૌતિક અવસ્થા પર આધાર રાખે છે. ઘન અવસ્થામાં તે મહત્તમ હોય છે અને વાયુમય અવસ્થામાં નિન્મતમ હોય છે. આમ હાઈડ્રોજન બંધની સંયોજનની રચના અને ગુણધર્મો પર પ્રબળ અસર હોય છે.

4.9.2 H-બંધના પ્રકારો (Types of H-bonds)

બે પ્રકારના H-બંધ હોય છે :

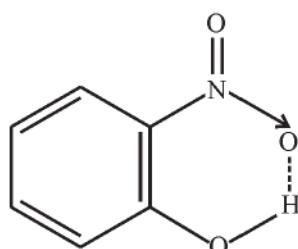
(i) આંતરઆણવીય હાઈડ્રોજન બંધ

(ii) આંત:આણવીય હાઈડ્રોજન બંધ

(i) આંતરઆણવીય હાઈડ્રોજન બંધ : એક જ અથવા અલગ અલગ સંયોજનોના બે જુદા જુદા અણુઓ વચ્ચે આ બંધ

રચાય છે. ઉદાહરણ તરીકે HF, આલ્કોહોલ કે પાણીના અણુના ડિસામાંનો બંધ.

(ii) આંત:આણવીય હાઈડ્રોજન બંધ : તે એક જ અણુમાં રહેલા બે વધુ વિદ્યુતત્ત્રણમય (F, O, N) પરમાણુઓ વચ્ચે રચાયેલા હાઈડ્રોજન બંધ છે. ઉદાહરણ તરીકે O-નાઈટ્રોફિનોલમાં હાઈડ્રોજન બંધ બે ઓક્સિઝન પરમાણુઓ વચ્ચે હોય છે.



આકૃતિ 4.22 O-નાઈટ્રોફિનોલ અણુમાં આંત:આણવીય હાઈડ્રોજન બંધ

સારાંશ

કોસેવે સૌપ્રથમ વિદ્યુતધનમય અને વિદ્યુતત્ત્રણમય આયનો જે અનુકૂમે પાછળ આવતા ઉમદા વાયુની રચના પ્રાપ્ત કરવા માટે રચાય છે તેની સમજાવ આપી. આયનો વચ્ચે સ્થિર વિદ્યુતીય આકર્ષણ તેમની સ્થાયીતાનું કારણ છે તેમ જણાવ્યું. આ વિદ્યુતસંયોજકતાનો ખ્યાલ આપે છે.

સહસંયોજક બંધનનું પ્રથમ વર્ણન લુઈસે કરેલું, જેમાં તેમણે પરમાણુઓ વચ્ચે ઈલેક્ટ્રોન યુગ્મની ભાગીદારીના અર્થમાં સમજાવી. ઉમદા વાયુની ઈલેક્ટ્રોનીય રચનાની પ્રાપ્તિ વિશે પણ જણાવ્યું. લુઈસની બિંદુ સંજ્ઞા આપેલ તત્ત્વમાંના પરમાણુઓના સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોન દર્શાવે છે અને લુઈસ બિંદુ રચના અણુઓના બંધનની ચિત્રાત્મક રજૂઆત છે.

આયનીય સંયોજનને ઘન અને ઋકણ આયનોના નિપરિમાણીય સમૂહો તરીકે ચિત્રિત કર્યા, જેને સ્ફટિક લેટિસ કહેવામાં આવી. સ્ફટિકમય ઘનમાં ઘન અને ઋકણ આયનો વચ્ચે ભારનું સમતોલન હોય છે. સ્ફટિક લેટિસ, લેટિસ રચનાની એન્થાલ્પી વડે સ્થાયી થાય છે.

બે પરમાણુઓ વચ્ચે એક ઈલેક્ટ્રોન યુગ્મની ભાગીદારીથી એકલ બંધ રચે છે. બહુ બંધ બે કે વધારે ઈલેક્ટ્રોન યુગ્મની ભાગીદારીથી પરિણામે છે. કેટલાક બંધન પામેલા પરમાણુઓ પાસે બંધનમાં ભાગ ન લીધો હોય તેવા વધારાના ઈલેક્ટ્રોન પણ હોય છે. આને ઈલેક્ટ્રોનના અબંધકારક યુગ્મ (lone pair) કહે છે. લુઈસ બિંદુ રચના અણુમાં બંધકારક યુગ્મો અને અબંધકારક યુગ્મોના દરેક પરમાણુની આસપાસ રચના દર્શાવે છે. રાસાયણિક બંધ સાથે સંકળાયેલા અગત્યના પ્રાચલ (parameters) જેવાં કે બંધ લંબાઈ, બંધ કોણ, બંધ એન્થાલ્પી, બંધકમાંક અને બંધ ધૂવીયતાની સંયોજનોના ગુણધર્મો પર નોંધપાત્ર અસર હોય છે.

ઘણા બધા અણુઓ અને બહુપરમાણવીય અણુઓને એક જ લુઈસ રચનાથી ચોકસાઈપૂર્વક વર્ણવી શકાય નહિ અને તેથી સમાન માળખાંકીય (skeleton) રચના પર આધારિત ઘણા વર્ણનો (રજૂઆતો) લખવામાં આવે છે અને આ બધાને સાથે લેતાં અણુ કે આયનોને રજૂ કરી શકાય છે. એક ઘણો અગત્યનો અને ખૂબ જ ઉપયોગી ખ્યાલ છે જેને સસ્પંદન કહે છે. ફાળો આપતી રચનાઓ અથવા વિહિત (canonical) સ્વરૂપો એક સાથે લેતાં સસ્પંદન સંકર રચના બને છે. જે અણુ અથવા આયનની રજૂઆત કરે છે.

આણુઓના ભૌમિતિક આકારોના પ્રાકૃક્થન માટે વપરાતો VSEPR નમૂનો એ ધારણા પર રચાયેલો છે કે ઈલેક્ટ્રોન યુગમ એકબીજાને અપાકર્ષે છે અને તેને પરિણામે એકબીજાથી શક્ય તેટલો દૂર રહેવા પ્રયત્ન કરે છે. આ નમૂના પ્રમાણે આણવીય ભૂમિતિ, આયન યુગમ અને અબંધકારક યુગમ, અબંધકારક યુગમ અને બંધકારક યુગમો, બંધકારક યુગમો અને બંધકારક યુગમોના અપાકર્ષણ બળો પરથી નક્કી કરાય છે. આ અપાકર્ષણો કમ છે $Ip-Ip > Ip-bp > bp-bp$.

સહસંયોજક બંધન અંગેનો સંયોજકતા બંધન (VB) અભિગમ સહસંયોજક બંધની રચનામાં સંકળાયેલ ઊર્જાને પાયારૂપ ગણવામાં આવી છે. આ બાબતમાં લુઈસ અને VSEPR નમૂનાઓ મૂક (silent) છે. VB વાદના પાયામાં કક્ષકોનાં સંમિશ્રણને બંધ રચનામાં સાંકળે છે. ઉદાહરણ તરીકે બે હાઈડ્રોજન પરમાણુમાંથી એક હાઈડ્રોજન આણુની રચના બન્ને H પરમાણુઓની $1s$ કક્ષકો(જે માત્ર એક જ ઈલેક્ટ્રોન ધરાવે છે)નું સંમિશ્રણ થાય છે. એ જણાયું છે કે જ્યારે બંને હાઈડ્રોજન પરમાણુ એકબીજાની નજીક આવતા જાય છે ત્યારે પ્રણાલીની સ્થિતિજ ઊર્જા ઘટતી જાય છે. સમતોલન આંતરકેન્દ્રીય અંતરના બિંદુએ (બંધ અંતર) ઊર્જા ન્યૂનતમને પહોંચે છે. હજુ પણ બંને કેન્દ્રોને વધારે નજીક લાવવાનો પ્રયત્ન કરવામાં આવે તો ઊર્જામાં એકદમ વધારો થાય છે અને પરિણામે કેન્દ્રની અસ્થાયીતા વધે છે. કક્ષકીય મિશ્રણને લીધે કેન્દ્રો વચ્ચેની ઈલેક્ટ્રોન ઘનતા વધે છે જે તેમને નજીક લાવવામાં મદદ કરે છે. એમ પણ જણાયું છે કે ખરેખર બંધ એન્થાલ્પી અને બંધ લંબાઈના મૂલ્યો સંમિશ્રણ એકલાથી મેળવી શકતા નથી. બીજા ચલો(variables)ને ધ્યાનમાં લેવા પડે છે.

બહુપરમાણવીય આણુઓના લાક્ષણિક આકાર સમજાવવા માટે પાઉલિંગે પરમાણવીય કક્ષકોના સંકરણનો જ્યાલ રજૂ કર્યો. $BeCl_2$, BCl_3 , CH_4 , NH_3 અને H_2O જેવા આણુઓના ભૌમિતિક આકારો અને તેમની રચનાઓને સમજાવવા માટે Be , B , C , N અને O ની પરમાણવીય કક્ષકોની sp , sp^2 , sp^3 સંકરણનો ઉપયોગ કર્યો. C_2H_2 અને C_2H_4 જેવા આણુમાં બહુ બંધની રચના સમજાવે છે.

આણવીય કક્ષક (MO) વાદ પરમાણવીય કક્ષકોનું સંગઠન અને ગોઠવણીના લીધે આણવીય કક્ષકોની રચના જે એકદરે આણુમાંનું બંધન વર્ણવે છે. આણવીય કક્ષકોની સંખ્યા હંમેશાં પરમાણવીય કક્ષકોની સંખ્યા બરાબર હોય છે. બંધકારક કક્ષકોમાં કેન્દ્રો વચ્ચે ઈલેક્ટ્રોન ઘનતા વધારે છે. વ્યક્તિગત પરમાણવીય કક્ષકોની ઊર્જાના સંદર્ભમાં ઘટાડો કરે છે. બંધપ્રતિકારક કક્ષકોમાં કેન્દ્રો વચ્ચે શૂન્ય ઈલેક્ટ્રોન ઘનતાનો વિસ્તાર (region) હોય છે અને તેથી વ્યક્તિગત પરમાણવીય કક્ષકો કરતાં ઊર્જા વધારે ધરાવે છે.

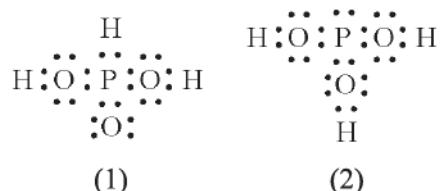
આણુઓની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના વધતી જતી ઊર્જાના કમમાં આવતી આણવીય કક્ષકોમાં ઈલેક્ટ્રોનની ગોઠવણીથી દર્શાવાય છે. પરમાણુઓની બાબતમાં છે તે પ્રમાણે પૌલીનો નિષેધ નિયમ, હુંનનો નિયમ આણવીય કક્ષકોમાં ઈલેક્ટ્રોન ભરાય ત્યારે લાગુ પડે છે. જો બંધકારક આણવીય કક્ષકોમાંના ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા બંધપ્રતિકારક આણવીય કક્ષકોમાંની સંખ્યા કરતાં વધારે હોય તો આણુ સ્થાયી બને છે.

જ્યારે હાઈડ્રોજન પરમાણુઓ પોતે બે ઊંચા વિદ્યુતક્ષણમય પરમાણુઓ જેવાં કે F, O અને Nની વચ્ચે હોય છે ત્યારે હાઈડ્રોજન બંધ રચાય છે. આંતરઆણવીય હાઈડ્રોજન બંધ એક જ અથવા જુદા જુદા પદાર્થોના એક કે વધુ આણુઓ વચ્ચે રચાય છે, જ્યારે એક જ આણુમાં જ હાઈડ્રોજન બંધ રચાય ત્યારે તેને આંતરઆણવીય હાઈડ્રોજન બંધ કહે છે. ધણા સંયોજનોના ગુણધર્મો અને રચનાઓ પર હાઈડ્રોજન બંધની શક્તિશાળી અસર હોય છે.

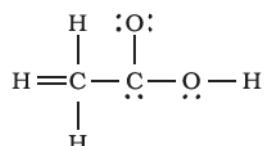
સ્વાધ્યાય

- 4.1 રાસાયણિક બંધની રચના સમજાવો.
- 4.2 નીચેના તત્ત્વોના પરમાણુઓ માટે લુઈસ બિંદુ સંજ્ઞા લખો :
Mg, Na, B, O, N, Br
- 4.3 નીચેના પરમાણુઓ અને આયનો માટે લુઈસ સંજ્ઞા લખો :
S અને S^{2-} , Al અને Al^{3+} , H અને H^-
- 4.4 નીચેના આણુઓ અને આયનોની લુઈસ રચના દોરો :
 H_2S , $SiCl_4$, BeF_2 , CO_3^{2-} , $HCOOH$

- 4.5 અખ્ટક નિયમને વ્યાખ્યાપિત કરો. તેની અગત્ય અને મર્યાદાઓ લખો.
- 4.6 આયનીય બંધની રચના માટે સાનુકૂળ પરિબળો લખો.
- 4.7 VSEPR નમૂનાનો ઉપયોગ કરીને નીચેના અણુઓના આકારની ચર્ચા કરો.
 $\text{BeCl}_2, \text{BCl}_3, \text{SiCl}_4, \text{AsF}_5, \text{H}_2\text{S}, \text{PH}_3$
- 4.8 NH_3 અને H_2O અણુઓની ભૂમિતિ વિકૃત (distorted) સમચતુષ્ફલક છે. તેમ છતાં પાણીમાંનો બંધકોણ એમોનિયાના બંધકોણ કરતાં ઓછો છે. ચર્ચો?
- 4.9 બંધકમાંકના પર્યાયમાં તમે બંધ પ્રબળતા કેવી રીતે રજૂ કરો છો?
- 4.10 બંધલંબાઈને વ્યાખ્યાપિત કરો.
- 4.11 CO_3^{2-} આયનના સંદર્ભમાં સસ્પંદનની અગત્યની બાબતો સમજાવો.
- 4.12 નીચે દર્શાવ્યા પ્રમાણે H_3PO_3 ને રચના 1 અને રચના 2 વડે રજૂ કરી શકાય. આ બે રચનાઓને H_3PO_3 ને રજૂ કરતાં સસ્પંદન સંકરના વિહિત સ્વરૂપો તરીકે લઈ શકાય? જો ના હોય તો તેના માટેના કારણો આપો.



- 4.13 SO_3, NO_2 અને NO_3^- ની સસ્પંદન રચનાઓ લખો.
- 4.14 લુઈસ સંજ્ઞાનો ઉપયોગ કરીને નીચેના પરમાણુઓ વચ્ચે ઈલેક્ટ્રોન ડેર્ફેર દર્શાવી ધ્યાયન અને ઋણાયનની રચના સમજાવો : (a) K અને S (b) Ca અને O (c) Al અને N.
- 4.15 CO_2 અને H_2O બન્ને નિપરમાણવીય અણુઓ છે છતાં H_2O અણુનો આકાર વળેલો છે, જ્યારે CO_2 નો આકાર રેખ્યાય છે. દ્વિધૂવ ચાકમાત્રાના આધારે સમજાવો.
- 4.16 દ્વિધૂવ ચાકમાત્રાની અગત્ય/અનુપ્રયોગો લખો.
- 4.17 વિદ્યુતઋણમયતાને વ્યાખ્યાપિત કરો. તે ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીથી કેવી રીતે અલગ પડે છે?
- 4.18 યોગ્ય ઉદાહરણની મદદથી ધૂવીય સહસંયોજક બંધ - સમજાવો.
- 4.19 $\text{LiF}, \text{K}_2\text{O}, \text{N}_2, \text{SO}_2$ અને ClF_3 અણુઓમાં તેમના વધતી આયનીય લાક્ષણિકતાને ચઢતા (વધતા) કર્માં ગોઠવો.
- 4.20 CH_3COOH માટે માળખાંકીય રચના નીચે દર્શાવ્યા પ્રમાણે સાચી છે, પરંતુ કેટલાક બંધ ખોટી રીતે દર્શાવ્યા છે. એસિટિક એસિડ માટે સાચી લુઈસ રચના લખો :



- 4.21 CH_4 અણુ માટે સમચતુષ્ફલક રચના ઉપરાંત બીજી સમતલીય ચોરસ રચના શક્ય છે, જેમાં ચાર H પરમાણુઓ ચોરસના ખૂણાઓ પર છે અને C પરમાણુ કેન્દ્રમાં છે. CH_4 શા માટે સમતલીય ચોરસ નથી?
- 4.22 $\text{Be}-\text{H}$ બંધ ધૂવીય છે તેમ છતાં BeH_2 અણુની દ્વિધૂવ ચાકમાત્રા શૂન્ય શા માટે છે? સમજાવો.
- 4.23 NH_3 અને NF_3 માંથી કોની દ્વિધૂવ ચાકમાત્રા વધારે છે અને શા માટે?

- 4.24 પરમાણવીય કક્ષકોના સંકરણનો અર્થ શું થાય છે ? sp , sp^2 અને sp^3 સંકૃત કક્ષકોના આકાર વર્ણવો.
- 4.25 નીચેની પ્રક્રિયામાં Al પરમાણુના સંકરણમાં (જો કોઈ હોય તો) થતો ફેરફાર વર્ણવો :
- $$AlCl_3 + Cl^- \rightarrow AlCl_4^-$$
- 4.26 નીચેની પ્રક્રિયાને કારણો B અને N પરમાણુઓના સંકરણમાં કોઈ ફેરફાર છે ?
- $$BF_3 + NH_3 \rightarrow F_3B \cdot NH_3$$
- 4.27 C₂H₄ અને C₂H₂ અણુઓમાં કાર્બન પરમાણુઓ વચ્ચે રચાતા દ્વિબંધ અને ત્રિબંધની આકૃતિ દોરો.
- 4.28 નીચેના અણુઓમાં કુલ કેટલા સિગ્મા અને પાર્થ બંધ છે ?
- (a) C₂H₂ (b) C₂H₄
- 4.29 X-અક્ષને આંતરકેન્દ્રીય અક્ષ તરીકે ગણો અને નીચેનામાંથી કોણ સિગ્મા બંધ રચશે નહિ અને શા માટે ?
- (a) 1s અને 1s (b) 1s અને 2p_x (c) 2p_y અને 2p_y (d) 1s અને 2s.
- 4.30 નીચેના અણુઓમાં કાર્બન પરમાણુઓ વડે કઈ સંકૃત કક્ષકો ઉપયોગમાં લેવાય છે ?
- (a) CH₃-CH₃ (b) CH₃-CH=CH₂ (c) CH₃-CH₂-OH; (d) CH₃-CHO (e) CH₃COOH
- 4.31 ઈલેક્ટ્રોના બંધકારક યુગમ અને અબંધકારક યુગમ એટલે શું ? સમજાવો. દરેક પ્રકારનું એક ઉદાહરણ આપી સમજાવો.
- 4.32 સિગ્મા અને પાર્થ બંધ વચ્ચે ભેદ દર્શાવો.
- 4.33 સંયોજકતા બંધન વાદના આધારે H₂ અણુની રચના સમજાવો.
- 4.34 આણવીય કક્ષકોની રચના માટે પરમાણવીય કક્ષકોના રૈખિક સંગઠન માટે અગત્યની શરતો લખો.
- 4.35 આણવીય કક્ષક વાદનો ઉપયોગ કરીને સમજાવો કે Be₂ અણુ અસ્તિત્વ ધરાવતો નથી.
- 4.36 નીચેની સ્પીસિઝની સાપેક્ષ સ્થાયીતા સરખાવો અને તેમના ચુંબકીય ગુણધર્મો સૂચવો :
- O₂, O₂⁺, O₂⁻ (સુપર-ઓક્સાઇડ); O₂²⁻ (પેરોક્સાઇડ)
- 4.37 કક્ષકોને રજૂ કરવામાં ધન અને ઋણ સંજ્ઞાની અગત્ય લખો.
- 4.38 PCl₅ની બાબતમાં સંકરણ વર્ણવો. શા માટે અક્ષીય બંધો વિષુવવૃત્તીય બંધો (equatorial) કરતાં વધારે લાંબા હોય છે ?
- 4.39 હાઇડ્રોજન બંધને વ્યાખ્યાયિત કરો. તે વાન્ડ ડર વાલ્સ બાળો કરતાં નબળા છે કે પ્રબળ છે ?
- 4.40 બંધકમાંક પર્યાય વડે શું સમજવામાં આવે છે ?
- N₂, O₂, O₂⁺ અને O₂⁻ ના બંધકમાંક ગણો.

દ્રવ્યની અવસ્થાઓ (States of Matter)

હેતુઓ :

આ એકમનાં અભ્યાસ પછી તમે...

- દ્રવ્યની જુદી જુદી અવસ્થાઓને કણોના આંતરઆણવીય બળો અને ઉષ્ણીય (thermal) ઊર્જા વચ્ચેના સંતુલનના સંદર્ભમાં સમજાવી શકશો.
- આદર્શ વાયુઓની વર્તણૂકને નિયંત્રિત (governing) કરતાં નિયમો સમજાવી શકશો.
- જુદી જુદી સાચી જીવન પરિસ્થિતિમાં પણ વાયુના નિયમો લાગુ પાડી શકશો.
- વાસ્તવિક વાયુઓની વર્તણૂક સમજાવી શકશો.
- વાયુઓના પ્રવાહીકરણ માટે જરૂરી શરતોને વર્ણવી શકશો.
- વાયુમય અવસ્થા અને પ્રવાહી અવસ્થા વચ્ચે સાતત્ય (continuity) છે તેમ સમજી શકશો.
- વાયુમય અવસ્થા અને બાધ્ય વચ્ચે તફાવત કરી શકશો.
- પ્રવાહીઓના ગુણધર્મોને આંતરઆણવીય આકર્ષણના સંદર્ભમાં સમજાવી શકશો.

“ધરતીમાના ખોળામાં સુંવાળા હિમકષા પડે છે, જે લાંબો સમય રહી શકતા નથી. સૂર્ય આવીને તેને બાધ્ય બનાવે છે અને પહોળી ઢોળાવો પર વહેતા જરણાને પાણી સ્વરૂપે પરત આપી હે છે.”

— રોડ ઓ' કોનાર (Rod O' Connor)

પ્રસ્તાવના

અગાઉના એકમોમાં આપણો દ્રવ્યના એકાકી કણો સાથે સંકળાયેલ ગુણધર્મો જેવાં કે પરમાણવીય કદ, આયનીકરણ એન્થ્યાટ્ફી, ઈલેક્ટ્રોન ભારઘનતા, આણવીય આકાર અને ધ્રુવીયતા વગેરે વિશે જાણ્યું. રાસાયણિક પ્રણાલીઓની અવલોકનીય ખાસિયતોમાંની મોટા ભાગની સાથે આપણો પરિચિત છીએ. તે દ્રવ્યના જથ્થાત્મક (સ્થૂળ) ગુણધર્મો દર્શાવે છે. એટલે કે આ ગુણધર્મો પરમાણુ, આયન અને અણુઓની મોટી સંખ્યામાંના સંગ્રહ સાથે સંકળાયેલ છે. ઉદાહરણ તરીકે પ્રવાહીનો એકાકી અણુ ઉકળતો નથી, પરંતુ તેનો જથ્થો ઉકળે છે. એકત્રિત પાણીના અણુઓ બીજવવાનો ગુણધર્મ ધરાવે છે, એકાકી અણુ બીજવતો નથી. પાણી ધન તરીકે બરફ, પ્રવાહી તરીકે પાણી અને વાયુમય અવસ્થામાં પાણીની બાધ્ય અથવા વરાળ સ્વરૂપે અસ્તિત્વ ધરાવે છે. બરફ, પાણી અને વરાળના ભૌતિક ગુણધર્મો ખૂબ અલગ છે. પાણીની ગ્રણેય અવસ્થાઓમાં પાણીના રાસાયણિક સંઘટન સરખા રહે છે. એટલે કે H_2O . ગ્રણેય અવસ્થાઓની લાક્ષણિકતા અણુઓની ઊર્જા અને કઈ રીતે પાણીના અણુઓ સંયુક્ત (aggregate) થયા છે તે પર આધાર રાખે છે. બીજા પદાર્થો માટે પણ આ જ પ્રમાણે સાચું છે.

પદાર્થના રાસાયણિક ગુણધર્મો તેમની ભૌતિક અવસ્થા બદલાતાં છતાં બદલાતા નથી પણ રાસાયણિક પ્રક્રિયાના દર (વેગ) તેમની ભૌતિક અવસ્થા પર આધાર રાખે છે. ધંધી વખતે કેટલીક ગણતરીઓમાં જ્યારે તેમની પ્રાયોગિક માહિતીનો ઉપયોગ કરીએ છીએ ત્યારે દ્રવ્યની અવસ્થાનું જ્ઞાન જરૂરી બને છે. આથી રસાયણશાસ્ત્રી માટે જરૂરી બને છે કે જુદી જુદી અવસ્થામાં દ્રવ્યની વર્તણૂકને નિયંત્રણ કરતા ભૌતિક નિયમો જાણવા જોઈએ. આ એકમમાં

આપણે દ્રવ્યની ત્રણોય ભौતિક અવસ્થાઓમાંથી પ્રવાહી અને વાયુ અવસ્થા માટે અભ્યાસ કરીશું. શરૂઆત કરીએ તો આંતરઆણવીય બળોનો સ્વભાવ, આંતરઆણવીય પારસ્પરિક કિયાઓ અને કણની ગતિ પર ઉભા ઊર્જાની અસર વિશે જાણવું જરૂરી બને છે. કારણ કે આ બધા વચ્ચેનું સમતોલન પદાર્થની અવસ્થા નક્કી કરે છે.

5.1 આંતરઆણવીય બળો (Intermolecular Forces)

આંતરઆણવીય બળો પારસ્પરિક કિયા કરતાં કણો (પરમાણુઓ અને અણુઓ) વચ્ચેના આકર્ષણ અને અપાકર્ષણ બળો છે. આ પર્યાયમાં સ્થિરવિદ્યુતીય બળો જે બે વિરુદ્ધ ભારવાળા આયનો વચ્ચે ઉદ્ભબે છે તે અને અણુના પરમાણુઓને એકબીજા સાથે જકડી રાખતા બળો એટલે કે સહસંયોજક બળોનો સમાવેશ થતો નથી.

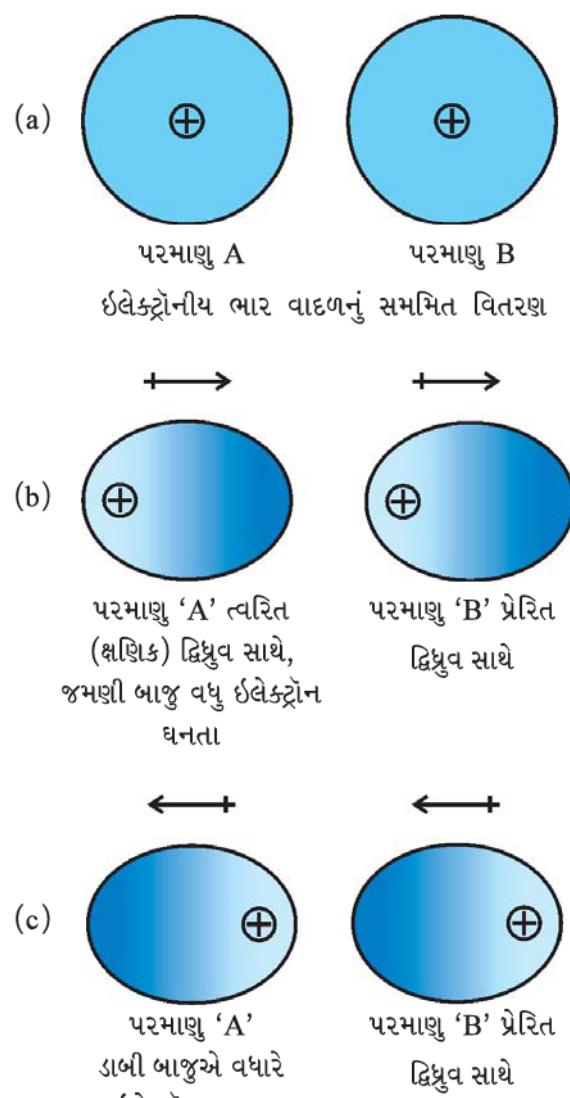
આકર્ષી આંતરઆણવીય બળો જે વાન્ડર વાલ્સ (van der Waals) બળો તરીકે ઓળખાય છે તે ડય વૈઝાનિક જોહાનીસ વાન્ડર વાલ્સ (Johannes van der Waals) (1837-1923)ના માનમાં કહેવાય છે. વાન્ડર વાલ્સે આ બળો મારફતે વાસ્તવિક (real) વાયુઓનું આદર્શ વાયુઓથી વિચલન (deviation) સમજાવેલ છે. આપણે આ એકમમાં આના વિશે આગળ ઉપર સમજશું. વાન્ડર વાલ્સ બળોની માત્રા (magnitude) ગણનાપાત્ર છે અને તે વિસર્જન (dispersion) બળો અથવા લંડન બળો, દ્વિધ્રૂવ-દ્વિધ્રૂવ બળો અને દ્વિધ્રૂવ-પ્રેરિત-દ્વિધ્રૂવ બળોનો સમાવેશ કરે છે. વિશેષ કરીને દ્વિધ્રૂવ-દ્વિધ્રૂવ પારસ્પરિક કિયા પ્રકારનો પ્રબળ બંધ હાઇડ્રોજન બંધ છે. માત્ર કેટલાક તત્ત્વો હાઇડ્રોજન બંધ રચનામાં ભાગ લઈ શકે છે માટે તેમને અલગ વિભાગ (કોટેગરી)માં લેવામાં આવે છે. આપણે આ પારસ્પરિક કિયા વિશે એકમ 4માં અભ્યાસ કર્યો છે.

આ તબક્કે એ જાણવું અગત્યનું છે કે આયન અને દ્વિધ્રૂવ વચ્ચેના આકર્ષણ બળો આયન-દ્વિધ્રૂવ બળો તરીકે ઓળખાય છે; જે વાન્ડર વાલ્સ બળો નથી. આપણે હવે જુદા જુદા પ્રકારના વાન્ડર વાલ્સ બળો વિશે શીખીશું.

5.1.1 વિસર્જન બળો અથવા લંડન બળો (Dispersion Forces or London Forces)

પરમાણુઓ અને અધ્રૂવીય અણુઓ વિદ્યુતીય રીતે સમભિત હોય છે અને તેમને દ્વિધ્રૂવ ચાકમાત્રા હોતી નથી, કારણ કે તેમના ઇલેક્ટ્રોનીય ભાર વાદળો સમભિત રીતે વહેંચાયેલા હોય છે, પરંતુ

ક્ષણિક સમય માટે આવા પરમાણુઓ અને અણુઓમાં દ્વિધ્રૂવીયતા વિકસી શકે છે. આ નીચે પ્રમાણે સમજી શકાય છે. ધારો કે આપણી પાસે બે પરમાણુઓ 'A' અને 'B' એકબીજાની ખૂબ નજીક રહેલા છે (આકૃતિ 5.1(a)). અનું બની શકે કે ક્ષણિક સમય માટે બેમાંથી એક પરમાણુ માનો કે 'A' પરનો ઇલેક્ટ્રોનીય ભાર વિતરણથી (distribution) અસમભિત બને છે એટલે કે ભાર વાદળ એક બાજુ પર બીજુ બાજુ કરતાં વધારે હોય છે. (આકૃતિ 5.1(b) અને 5.1(c)). આને પરિણામે ખૂબ ઓછા સમય (ત્વરિત સમય) માટે પરમાણુ 'A' પર ધ્રુવીયતા વિકસે છે. આ ત્વરિત અથવા ક્ષણિક (transient) દ્વિધ્રૂવીયતા બીજા પરમાણુ 'B' જે તેની નજીક છે તેના પરની વિદ્યુતઘનતાને વિકૃત કરે છે. આને પરિણામે પરમાણુ 'B'માં દ્વિધ્રૂવીયતા પ્રેરિત થાય છે.

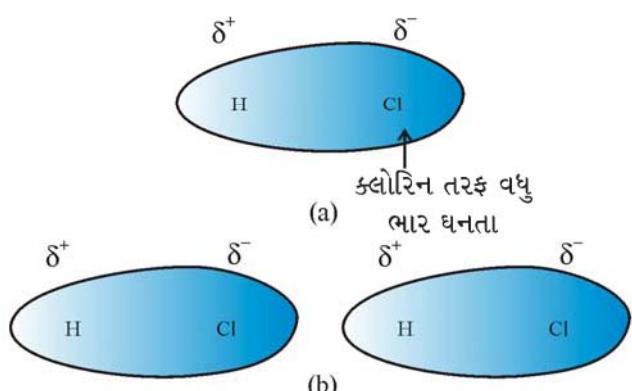


આકૃતિ 5.1 પરમાણુઓ વચ્ચે વિસર્જન બળો અથવા લંડન બળો

પરમાણુ 'A' અને પરમાણુ 'B'ની ક્ષણિક ધ્રુવીયતા એક્બીજાને આકર્ષ છે. એ જ પ્રમાણે અણૂઓમાં ક્ષણિક દ્વિધ્રુવીયતા પ્રેરિત થાય છે. આ આકર્ષણ બળને સૌપ્રથમ વખત જર્મન ભૌતિકશાસ્ત્રી ફિલ્ડ્ઝ લંડને સૂચવેલા અને આ જ કારણે બે ક્ષણિક દ્વિધ્રુવીય વચ્ચેના આકર્ષણ બળ લંડન બળ તરીકે ઓળખાય છે. આ બળનું બીજું નામ વિસર્જન (dispersion) બળ છે. આ બળો હંમેશાં આકર્ષણીય હોય છે અને પારસ્પરિક ઊર્જા બે પારસ્પરિક કિયા કરતાં કણો વચ્ચેના અંતરના છઢા ઘાતના વ્યસ્ત પ્રમાણમાં છે (એટલે કે $1/r^6$ જ્યાં r બંને કણો વચ્ચેનું અંતર છે). આ બળો બહુ ઓછા અંતરે ($\sim 500 \text{ pm}$) અગત્યના છે અને તેમની માત્રા કણની ધ્રુવીભવનીયતા (polarisability) પર આધાર રાખે છે.

5.1.2 દ્વિધ્રુવ-દ્વિધ્રુવ બળો (Dipole-Dipole Forces)

દ્વિધ્રુવ-દ્વિધ્રુવ બળો કાયમી દ્વિધ્રુવીયતા ધરાવતા અણૂઓ વચ્ચે લાગુ પડે છે. દ્વિધ્રુવના છેડા 'આંશિક ભાર' ધરાવે છે અને આ ભારને શ્રીક અસ્કર ડેલ્ટા (δ) વડે દર્શાવાય છે. આંશિક ભાર એકમ ઇલેક્ટ્રોનીય ભાર ($1.6 \times 10^{-19} \text{ C}$) કરતાં હંમેશાં ઓછા હોય છે. ધ્રુવીય અણૂઓ બાજુના અણૂઓ સાથે પારસ્પરિક કિયા કરે છે. આંકૃતિક 5.2(a) હાઈડ્રોજન કલોરાઇડના દ્વિધ્રુવમાં ઇલેક્ટ્રોન વાદળ વિતરણ દર્શાવે છે અને આંકૃતિક 5.2(b) બે HCl અણૂઓ વચ્ચે દ્વિધ્રુવ-દ્વિધ્રુવ પારસ્પરિક કિયા દર્શાવે છે. આ પારસ્પરિક કિયાના બળો લંડન બળો કરતાં વધુ પ્રબળ હોય છે. પરંતુ આયન-આયન પારસ્પરિક કિયા કરતાં નિર્બળ હોય છે. કારણ કે માત્ર આંશિકભાર સંકળાયેલો હોય છે. દ્વિધ્રુવ વચ્ચેનું આકર્ષણબળ અંતર વધતાં ઘટે છે. ઉપર મુજબ અહીં પણ પારસ્પરિકકિયા ઊર્જા ધ્રુવીય અણૂઓ વચ્ચેના અંતરના વ્યસ્ત પ્રમાણમાં હોય છે. આ બળો દ્વિધ્રુવ વચ્ચેના અંતરના વ્યસ્ત પ્રમાણમાં હોય છે. સ્થિર (stationary) ધ્રુવીય અણૂઓ વચ્ચે (ઘનમાં હોય તેમ) દ્વિધ્રુવ-દ્વિધ્રુવ પારસ્પરિક કિયા ઊર્જા $1/r^3$ ને

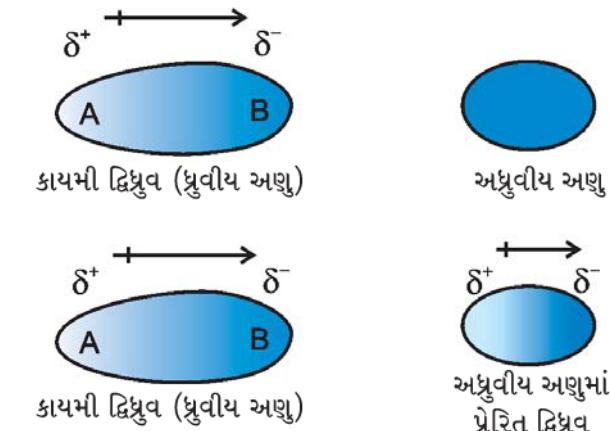


આંકૃતિક 5.2 (a) HCl – ધ્રુવીય અણૂમાં ઇલેક્ટ્રોન વાદળ વિતરણ, (b) બે HCl અણૂઓ વચ્ચે દ્વિધ્રુવ-દ્વિધ્રુવ પારસ્પરિક કિયા

સમપ્રમાણ છે અને ઘૂમતા (rotating) ધ્રુવીય અણૂઓ વચ્ચેની પારસ્પરિક કિયા ઊર્જા $1/r^6$ ને સમપ્રમાણ હોય છે. જ્યાં r ધ્રુવીય અણૂઓ વચ્ચેનું અંતર છે. દ્વિધ્રુવ-દ્વિધ્રુવ પારસ્પરિક કિયા ઉપરાત ધ્રુવીય અણૂઓ લંડન બળો વડે પણ પારસ્પરિક કિયા કરી શકે છે. આથી સંચયિત (cumulative) અસર એ છે કે ધ્રુવીય અણૂઓમાં કુલ આંતરઆંગીય બળો વધે છે.

5.1.3 દ્વિધ્રુવ-પ્રેરિત દ્વિધ્રુવ બળો (Dipole-Induced Dipole Forces)

આ પ્રકારના બળો કાયમી દ્વિધ્રુવીયતા ધરાવતા ધ્રુવીય અણૂઓ અને કાયમી દ્વિધ્રુવીયતાની ઊંઘપવાળા (lacking) અણૂઓ વચ્ચે સક્રિય (operate) થાય છે. ધ્રુવીય અણૂથી કાયમી દ્વિધ્રુવીયતા વિદ્યુતીય તત્ત્વને વિકૃત કરીને દ્વિધ્રુવીયતા પ્રેરિત કરે છે (આંકૃતિક 5.3). આમ બીજા અણૂમાં પ્રેરિત ધ્રુવીયતા વિકસે છે. આ બાબતમાં પણ પારસ્પરિક કિયા ઊર્જા $1/r^6$ ને સમપ્રમાણ હોય છે. જ્યાં r બે અણૂઓ વચ્ચેનું અંતર છે. પ્રેરિત દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા કાયમી દ્વિધ્રુવીયતા ધરાવતા અને વિદ્યુતીય તત્ત્વને ધ્રુવીય અણૂમાં સહેલાઈથી ધ્રુવીભૂત કરી શકાય છે. ઊંચી ધ્રુવીભવનીયતા આકર્ષણીય પારસ્પરિક કિયાની તાકાત વધારે છે.



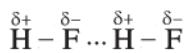
આંકૃતિક 5.3 કાયમી દ્વિધ્રુવ અને પ્રેરિત દ્વિધ્રુવ વચ્ચે દ્વિધ્રુવ-પ્રેરિત દ્વિધ્રુવ પારસ્પરિક કિયા

આ બાબતમાં વિસર્જન (dispersion) બળો અને દ્વિધ્રુવ-પ્રેરિત દ્વિધ્રુવ પારસ્પરિક કિયા સહઅસ્તિત્વ ધરાવે છે.

5.1.4 હાઈડ્રોજન બંધ (Hydrogen Bond)

વિભાગ 5.1માં જણાવ્યા પ્રમાણે આ દ્વિધ્રુવ-દ્વિધ્રુવ પારસ્પરિક કિયાની ખાસ બાબત છે. આપણે એકમ 4માં આના વિશે અભ્યાસ કર્યો છે. ઊંચા ધ્રુવીય બંધ જેવાં કે

N-H, O-H અથવા H-F બંધ હાજર હોય તેવા અણુઓમાં જોવા મળે છે. હાઈડ્રોજન બંધ N, O અને F પૂરતું મર્યાદિત ગણવામાં આવે છે છતાં Cl⁻ જેવી સ્પીસિઝ પણ હાઈડ્રોજન બંધનમાં ભાગ લે છે. હાઈડ્રોજન બંધની ઊર્જા 10 થી 100 kJ mol⁻¹ જેટલી હોય છે. આ ઊર્જાનું સાર્થક પ્રમાણ છે માટે હાઈડ્રોજન બંધ ઘણા સંયોજનોની રચના અને ગુણધર્મો નક્કી કરવામાં શક્તિશાળી બળ છે. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો પ્રોટીન અને ન્યુક્લિક ઓસિડ. હાઈડ્રોજન બંધની પ્રબળતા વિદ્યુતક્રષ્ણમય પરમાણુના અબંધકારક ઈલેક્ટ્રોન યુગ્મ અને બીજા અણુના હાઈડ્રોજન પરમાણુ વચ્ચેના કુલોભિક બળો પરથી નક્કી કરવામાં આવે છે. નીચેની આકૃતિ હાઈડ્રોજન બંધની રચના દર્શાવે છે.



અત્યાર સુધી ચર્ચા કરેલા બધા જ આંતરઆણ્વીય બળો આકર્ષણ બળો છે. અણુઓમાં એકબીજા પર અપાકર્ષણ બળો કિયાશીલ (exert) થાય છે, જ્યારે બે અણુઓને એકબીજાની નજીક લાવવામાં આવે છે ત્યારે ઈલેક્ટ્રોન વાદળ અને બે અણુના કેન્દ્રો વચ્ચેના અપાકર્ષણ બળો અસરકારક થવા માંડે છે. અણુઓને અલગ કરતાં અંતરમાં જો ઘટાડો થાય તો અપાકર્ષણ બળોની માત્રા વધુ જરૂરી વધે છે. આ જ કારણને લીધે પ્રવાહી અને ઘનને દબાવવા મુશ્કેલ છે. આ અવસ્થામાં અણુઓ એકબીજાની નજીક સંપર્કમાં હોય છે. આથી તેઓ વધારે સંકોચનનો અવરોધ કરે છે અને તેને પરિણામે અપાકર્ષણ પારસ્પરિક કિયા વધે છે.

5.2 ઉખ્મીય ઊર્જા (Thermal Energy)

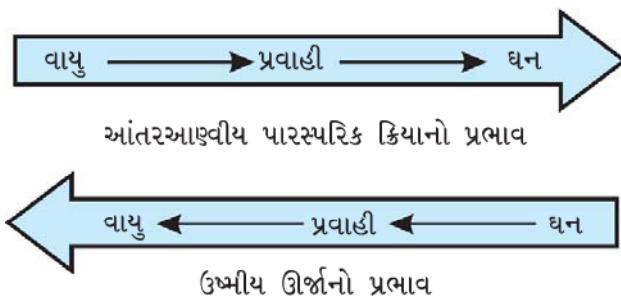
કોઈ પણ પદાર્થની ઉખ્મીય ઊર્જા તેના પરમાણુઓ કે અણુઓની ગતિમાંથી ઉદ્ભબે છે. તે પદાર્થના તાપમાનના સમપ્રમાણમાં હોય છે. તે દ્રવ્યના કણોની સરેરાશ ગતિજ ઊર્જાનું માપ છે અને તેથી તે કણોની હેરફેર (movement) માટે જવાબદાર છે. કણોની આ હેરફેરને થર્મલ ગતિ કહે છે.

5.3 આંતરઆણ્વીય બળો વિનુક ઉખ્મીય પારસ્પરિક કિયાઓ (Intermolecular forces vs Thermal Interactions)

આપણે શીખી ગયા છીએ કે આંતરઆણ્વીય બળો અણુને ભેગા રાખવાનો પ્રયત્ન કરે છે, પરંતુ ઉખ્મીય ઊર્જા અણુઓને અલગ રાખવાની વૃત્તિ દર્શાવે છે. દ્રવ્યની ત્રણ અવસ્થાઓ

આંતરઆણ્વીય બળો અને અણુઓની ઉખ્મીય ઊર્જા વચ્ચેના સમતોલનનું પરિણામ છે.

જ્યારે આણ્વીય પારસ્પરિક કિયા નબળી હોય ત્યારે જે ઉખ્મીય ઊર્જામાં ઘટાડો, તાપમાનમાં ઘટાડો કરીને કરવામાં ન આવે તો અણુઓ એકબીજા સાથે વળગી રહીને પ્રવાહી કે ઘન બનાવતા નથી. વાયુઓનું માત્ર સંકોચન કરવાથી અણુઓ એકબીજાની વધુ નજીક આવે છે તો પણ અને આંતરઆણ્વીય બળો મહત્તમ બને છે, છતાં પણ પ્રવાહીકરણ થઈ શક્તનું નથી. જો અણુઓના તાપમાનમાં ઘટાડો કરીને ઉખ્મીય ઊર્જામાં ઘટાડો કરવામાં આવે તો વાયુઓનું સહેલાઈથી પ્રવાહીકરણ થઈ શકે છે. ઉખ્મીય ઊર્જાનો આગળ પડતો પ્રભાવ (predominance) અને ત્રણોય અવસ્થાઓમાં આણ્વીય પારસ્પરિક કિયા ઊર્જાને નીચે પ્રમાણો દર્શાવી શકાય :



દ્રવ્યની ત્રણોય અવસ્થાઓના અસ્તિત્વ માટેનું કારણ આપણે શીખી ગયા છીએ. હવે આપણે વાયુમય અને પ્રવાહી અવસ્થાઓ વિશે વધુ શીખીશું અને ત્રણોય અવસ્થામાં દ્રવ્યની વર્તણૂકને નિયંત્રિત કરતાં નિયમો વિશે પણ અભ્યાસ કરીશું. આપણે ઘન અવસ્થા વિશે ધોરણ 12માં શીખીશું.

5.4 વાયુમય અવસ્થા (Gaseous State)

આ દ્રવ્યની સૌથી સરળ અવસ્થા છે. આપણે જીવનપર્યંત હવાના મહાસાગરમાં ડૂબેલા રહીએ છીએ તે હવા વાયુઓનું મિશ્રણ છે. આપણે વાતાવરણના સૌથી નીચા સ્તરમાં આપણી જિંદગી વીતાવીએ છીએ. વાતાવરણ જેને ટ્રોપોસ્ફીર કહે છે તે પૃથ્વીની સપાઠી સાથે ગુરુત્વકર્ષણ બળથી વીટણાયેલ છે. વાતાવરણનું આ પાતળું સ્તર આપણી જિંદગી માટે અત્યાવશ્યક (vital) છે. તે આપણા માટે નુકસાનકારક વિકિરણો સામે ઢાલ તરીકે વર્ત છે અને તે ડાયાઓક્સિસેઝન, ડાયનાઇડોજન, કાર્ਬન ડાયોક્સાઇડ, પાણીની બાધ્ય વગેરે ધરાવે છે.

આપણે હવે તાપમાન અને દબાણની સામાન્ય પરિસ્થિતિમાં વાયુમય અવસ્થા ધરાવતા હોય તેવા પદાર્થોની વર્તણૂક પર

સમૂહ ક્રમાંક	1		15	16	17	18
	H					He
		N	O	F		Ne
				Cl	Ar	
					Kr	
					Xe	
					Rn	

આકૃતિ 5.4 અગિયાર તત્ત્વો જે વાયુ તરીકે અસ્તિત્વ ધરાવે છે.

ધ્યાન કેન્દ્રિત કરીએ. આર્વર્ટકોઝક પર નજર કરશો તો જડાશે કે માત્ર અગિયાર તત્ત્વો જ સામાન્ય પરિસ્થિતિમાં વાયુ તરીકે અસ્તિત્વ ધરાવે છે(આકૃતિ 5.4).

વાયુમય અવસ્થા નીચેના ગુણધર્મોને લીધે લાક્ષણિક છે.

- વાયુઓ ખૂબ જ સંકોચનીય (compressible) છે.
- વાયુઓ બધી જ દિશાઓમાં સરખું દબાણ ધરાવે છે.
- વાયુઓને ઘન અને પ્રવાહી કરતાં ઘણી ઓછી ઘનતા હોય છે.
- વાયુના કદ અને આકાર નિશ્ચિત નથી હોતાં. તેઓ ભરવામાં આવતા પાત્રના કદ અને આકાર પ્રાપ્ત કરે છે.
- વાયુઓ એકબીજામાં ક્રોઈ પણ જાતની યાંત્રિક મદદ વગર એકસરખી રીતે અને બધી જ પ્રમાણમાં સંપૂર્ણપણે મિશ્ર થાય છે.

વાયુઓની સરળતાનું કારણ એ હકીકત છે કે તેમના અણુઓ વચ્ચેના પારસ્પરિક ડિયા બળો નગણ્ય (negligible) હોય છે. તેમની વર્તણૂક તેમના પ્રાયોગિક અભ્યાસના પરિણામો પરથી શોધાયેલા સમાન સામાન્ય નિયમોથી નિયંત્રિત થાય છે. આ નિયમો વાયુઓના માપન કરી શકાય તેવા ગુણધર્મો સાથે સંબંધિત છે. આમાંના કેટલાક ગુણધર્મો જેવાં કે દબાણ, કદ, તાપમાન અને દળ ઘણા અગત્યના છે કારણ કે આ ચલો (variables) વચ્ચેનો સંબંધ વાયુની અવસ્થાનું વર્ણન કરે છે. આ ચલોનો એકબીજા પર આધાર વાયુ નિયમોના સૂત્રાળ (ઘડતર)(formulation) તરફ દોરે છે. આપણે આગળના વિભાગમાં વાયુ નિયમો વિશે શીખીશું.

5.5 વાયુ નિયમો (The Gas Laws)

આપણે હવે વાયુ નિયમોનો અભ્યાસ કરીશું. તે વાયુના ભौતિક ગુણધર્મો પર કેટલીક સદીઓના સંશોધનનું પરિણામ છે. અંગલો આયરીશ વૈજ્ઞાનિક રોબર્ટ બોઇલે (Robert Boyle) 1662માં વાયુના ગુણધર્મોના વિશ્વસનીય માપન સૌપ્રથમ કરેલા. તેમણે જે નિયમને સૂચિત કર્યો તે બોઇલના નિયમ તરીકે ઓળખાય છે, ત્યારબાદ ગરમ હવાના બલૂનની મદદ વડે હવામાં ઉડવાના પ્રયત્નો પરથી જેકસ ચાર્લ્સ (Jacques Charles) અને જોસેફ લુસ્સક લુસ્સક (Joseph Lewis Gay Lussac)ને વાયુના બીજા વધારાના નિયમો શોધવા માટે પ્રોત્સાહિત કર્યા. એવોગોડ્રો અને બીજાઓના ફાળાથી વાયુમય અવસ્થા વિશે ઘણી માહિતી મેળવી શક્યા.

5.5.1 બોઇલનો નિયમ (Boyle's Law) (દબાણ-કદ સંબંધ (Pressure - Volume Relationship))

રોબર્ટ બોઇલ તેમના પ્રયોગોના આધારે એવા તારણ પર આવ્યા કે અચળ (constant) તાપમાને નિશ્ચિત જથ્થા (એટલે કે મોલની સંખ્યા n)ના વાયુનું દબાણ તેના કદના વ્યસ્ત પ્રમાણમાં હોય છે. આ બોઇલના નિયમ તરીકે જાહીરો છે. ગાણિતીય રીતે તેને નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

$$p \propto \frac{1}{V} \quad (\text{અચળ } T \text{ અને } n) \quad (5.1)$$

$$\Rightarrow p = k_1 \frac{1}{V} \quad (5.2)$$

જ્યાં, k_1 સમપ્રમાણતા અચળાંક છે. અચળાંક k_1 નો આધાર વાયુના જથ્થા, વાયુનું તાપમાન અને p અને V ને દર્શાવતા એકમો પર આધાર રાખે છે. સમીક્ષા (5.2)ની પુનઃગોઈવાની કરતાં આપણને મળશે કે,

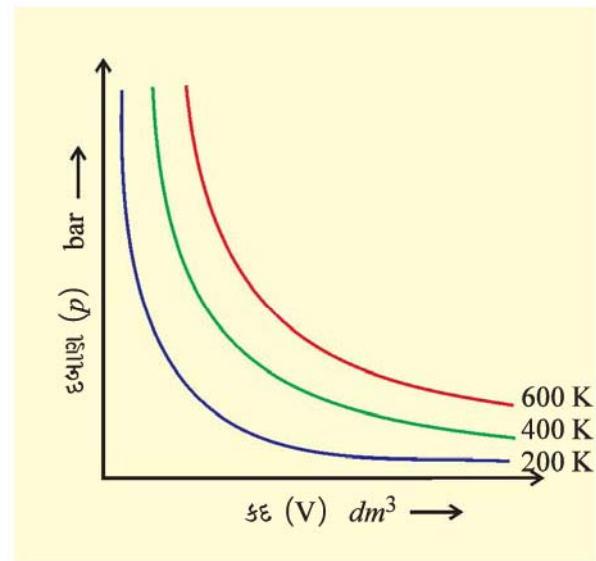
$$pV = k_1 \quad (5.3)$$

આનો અર્થ એમ થાય છે કે નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુના દબાણ અને કદનો ગુણાકાર અચળ હોય છે.

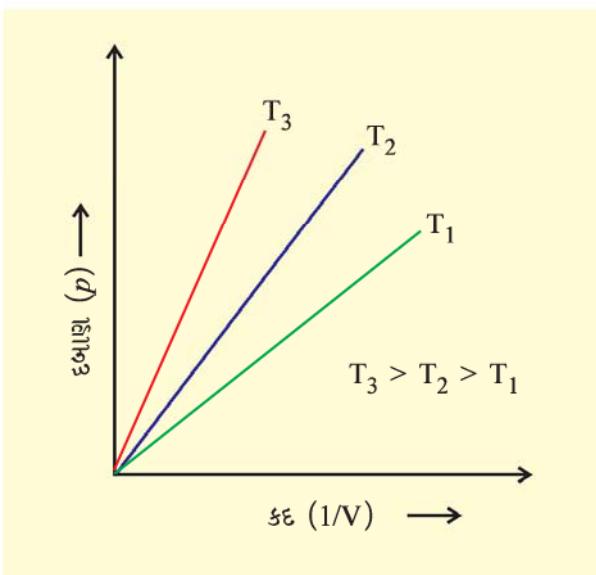
જો નિશ્ચિત જથ્થાનો વાયુ અચળ તાપમાન T એ દબાણ p_1 એ કદ V_1 ધરાવે છે તે વિસ્તરણ પામે છે અને કદ V_2 અને દબાણ p_2 થાય છે તો બોઇલના નિયમ પ્રમાણે,

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 = \text{અચળ} \quad (5.4)$$

$$\Rightarrow \frac{p_1}{p_2} = \frac{V_2}{V_1} \quad (5.5)$$



આકૃતિ 5.5(a) વાયુના દબાણ p વિરુદ્ધ કદ V ના જુદા જુદા તાપમાને આલેખ



આકૃતિ 5.5(b) વાયુના દબાણ p વિરુદ્ધ $\frac{1}{V}$ નો આલેખ

આકૃતિ 5.5 બોઈલના નિયમને આલેખની રીતે રજૂ કરવાની પ્રશ્નાલિકાગત રીતો છે. આકૃતિ 5.5(a) સમીકરણ (5.3)નો જુદા જુદા તાપમાને આલેખ છે. દરેક વક્ત માટે k_1 નું મૂલ્ય અલગ છે કારણ કે વાયુના આપેલ દળ માટે તે તાપમાન સાથે બદલાય છે. દરેક વક્ત જુદા જુદા અચળ તાપમાનને સુસંગત છે અને તેને સમતાપી (અચળ તાપમાન આલેખ) કહે છે. બાજુના આલેખ ઉંચા તાપમાનને અનુરૂપ છે. એ નોંધવું જરૂરી છે કે દબાણ અડધું કરવામાં આવે તો કદ બમજું થાય છે. કોષ્ટક 5.1માં 0.09 mol CO_2 ના કદ પર 300 K તાપમાને દબાણની અસર દર્શાવે છે. આકૃતિ 5.5(b)માં p અને $\frac{1}{V}$ વચ્ચેનો આલેખ રજૂ કરે છે. તે ઉદ્ગમ (origin)માંથી પસાર થતી સીધી રેખા છે. ઉંચા દબાણે વાયુના બોઈલના નિયમમાંથી વિચલન દર્શાવે છે અને આ પરિસ્થિતિમાં આલેખમાં સીધી રેખા મળતી નથી.

બોઈલના પ્રયોગો જથ્થાત્મક રીતે સાબિત કરે છે કે વાયુ ખૂબ જ સંકોચનશીલ હોય છે, કારણ કે આપેલ વાયુનું જ્યારે સંકોચન કરવામાં આવે છે ત્યારે અણુઓની સરખી સંખ્યા વધુ નાની જગ્યા રોકે છે. આનો અર્થ એમ થાય છે કે ઉંચા દબાણે વાયુઓ ઘડું બને છે. બોઈલના નિયમનો ઉપયોગ કરીને વાયુની ઘનતા અને દબાણ વચ્ચે સંબંધ મેળવી શકાય.

વાય્યા પ્રમાણે ઘનતા ' d ' દળ ' m ' અને કદ ' V ' સાથે $d = \frac{m}{V}$ સંબંધથી સંબંધિત છે. આપણે જો બોઈલના નિયમના સમીકરણ પરથી V નું મૂલ્ય આ સમીકરણમાં મૂકીએ તો આપણને નીચેનો સંબંધ મળશે.

કોષ્ટક 5.1 0.09 મોલ CO_2 વાયુના કદ પર 300 K તાપમાને દબાણની અસર

દબાણ/ 10^4 Pa	કદ/ 10^{-3} m^3	$(1/V)/\text{m}^{-3}$	$pV/10^2 \text{ Pa m}^3$
2.0	112.0	8.90	22.40
2.5	89.2	11.2	22.30
3.5	64.2	15.6	22.47
4.0	56.3	17.7	22.50
6.0	37.4	26.7	22.44
8.0	28.1	35.6	22.48
10.0	22.4	44.6	22.40

$$d = \left(\frac{m}{k_1}\right)p = k'p$$

આ દર્શાવે છે કે અચળ તાપમાને નિશ્ચિત દળના વાયુનું દબાણ ઘનતાના સમપ્રમાણમાં છે.

કોષ્ટકો 5.1

એક બલૂન(કુગળો)માં હાઇડ્રોજન ઓરડાના તાપમાને ભરવામાં આવેલ છે. જો 0.2 bar દબાણ વધે તો તે ફાટી જાય તેમ છે. જો 1 bar દબાણે વાયુ 2.27 L કદ ધરાવે છે, તો કેટલા કદ સુધી બલૂનને વિસ્તારી શકાશે ?

ઉકેલ :

$$\text{બોઈલના નિયમ પ્રમાણે } p_1V_1 = p_2V_2$$

$$\text{જો } p_1 = 1 \text{ bar તો } V_1 = 2.27 \text{ L થશે.}$$

$$\text{જો } p_2 = 0.2 \text{ bar તો } V_2 = \frac{p_1V_1}{p_2}$$

$$\Rightarrow V_2 = \frac{1 \text{ bar} \times 2.27 \text{ L}}{0.2 \text{ bar}} = 11.35 \text{ L}$$

બલૂન 0.2 bar દબાણે ફાટી જાય છે તો બલૂનનું કદ 11.35 Lથી ઓછું રાખવું જોઈએ.

5.5.2 ચાર્લ્સનો નિયમ (Charles' Law) (તાપમાન-કદ સંબંધ) (Temperature - Volume Relationship)

ચાર્લ્સ અને ગોલ્યુસેકે સ્વતંત્ર રીતે ગરમ બલૂન ટેકનોલોજીમાં સુધારા માટે ઘણા પ્રયોગો કર્યા. તેમના સંશોધનોએ દર્શાવ્યું કે વાયુના નિશ્ચિત દળ માટે અચળ દબાણે વાયુનું કદ તાપમાનના વધારા સાથે વધે છે અને ઠંડો પાડતાં ઘટે છે. તેમણે શોધ્યું કે તાપમાનમાં પ્રત્યેક એક અંશના વધારા સાથે કદ 0 °C તાપમાને રહેલા મૂળ કદના $\frac{1}{273.15}$ જેટલો વધારો દર્શાવે છે. આમ જો 0 °C અને t °C તાપમાને વાયુના કદ અનુકૂળે V₀ અને V_t હોય તો,

$$V_t = V_0 + \frac{t}{273.15} V_0$$

$$\Rightarrow V_t = V_0 \left(1 + \frac{t}{273.15}\right)$$

$$\Rightarrow V_t = V_0 \left(\frac{273.15 + t}{273.15}\right) \quad (5.6)$$

આ તબક્કે આપણે તાપમાનનો એક નવો માપકમ વ્યાખ્યાયિત કરીએ છીએ જેથી કરીને t °C ને નવો માપકમમાં T = 273.15 + t અને 0 °C ને T₀ = 273.15 પ્રમાણે દર્શાવ્યો છીએ. તાપમાનનો આ નવો માપકમ કેલ્વિન તાપમાન માપકમ અથવા નિરપેક્ષ તાપમાન માપકમ છે.

આથી સેલ્સિયસ માપકમ પર 0 °Cને નિરપેક્ષ માપકમ પર 273.15 K બરાબર થશે એ નોંધશો કે નિરપેક્ષ તાપમાન માપકમ એટલે કે કેલ્વિન માપકમ દર્શાવતી વખતે અંશની સંઝા લખાતી નથી. કેલ્વિન માપકમને ઉષ્માગતિશાસ્ક માપકમ પણ કહેવાય અને તે બધા જ વૈજ્ઞાનિક કાર્યોમાં વપરાય છે.

આથી સેલ્સિયસ તાપમાનને કેલ્વિન માપકમના તાપમાનમાં મેળવવા માટે 273 (વધુ ચોકસાઈપૂર્વક 273.15) ઉમેરીએ છીએ.

જો આપણે સમીકરણ 5.6માં T₁ = 273.15 + t₁ અને T₀ = 273.15 લખીએ તો આપણને નીચે પ્રમાણેનો સંબંધ મળશે.

$$V_t = V_0 \left(\frac{T_1}{T_0}\right)$$

$$\Rightarrow \frac{V_t}{V_0} = \frac{T_1}{T_0} \quad (5.7)$$

આમ આપણે નીચે પ્રમાણેનું સમીકરણ લખી શકીએ :

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{T_2}{T_1} \quad (5.8)$$

$$\Rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

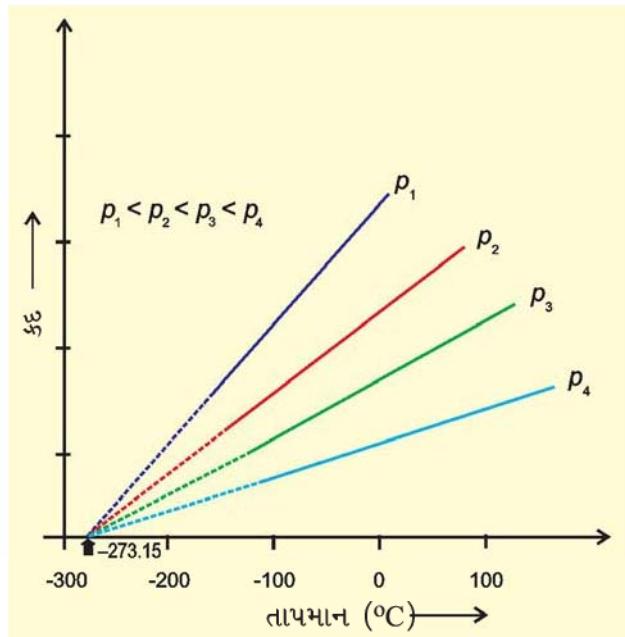
$$\Rightarrow \frac{V}{T} = \text{અચળાંક} = k_2 \quad (5.9)$$

$$\text{આમ, } V = k_2 T \quad (5.10)$$

અચળાંક k₂નું મૂલ્ય વાયુના દબાણ, તેનો જથ્થો અને કદ દર્શાવતા એકમો પરથી દર્શાવાય છે.

સમીકરણ (5.10) ચાર્લ્સના નિયમનું ગાણિતીયરૂપ છે. જે નિવેદિત કરે છે કે જો દબાણ અચળ રહે તો નિશ્ચિત દળના વાયુનું કદ નિરપેક્ષ તાપમાનના સમપ્રમાણમાં છે. ચાર્લ્સ એમ પણ શોધ્યું કે બધા જ વાયુઓ માટે કોઈ પણ દબાણે કદ વિરુદ્ધ

તાપમાન (સેલ્સિયસમાં) એક સીધી રેખા છે અને તેને શૂન્ય કદ તરફ લંબાવતા દરેક રેખા તાપમાન અક્ષને -273.15°C બિંદુએ આંતર્ધંડ કરે છે. જુદા જુદા દબાણો મેળવેલી રેખાઓના દાણ જુદા જુદા હોય છે, પરંતુ શૂન્ય કદે બધી જ રેખાઓ -273.15°C તાપમાને મળે છે (આંકૃતિક 5.6).



આંકૃતિક 5.6 કદ-વિરુદ્ધ તાપમાન ($^{\circ}\text{C}$) આલેખ

કદ વિરુદ્ધ તાપમાન આલેખની દરેક રેખા સમભાર (isobar) કહેવાય છે.

ચાર્લ્સના અવલોકનોને જો આપણો સમીકરણ (5.6)માં તના મૂલ્યોને -273.15°C તરીકે મૂકીએ તો અર્થધટન (interpret) કરી શકીએ. આપણો જોઈ શકીએ કે વાયુનું -273.15°C તાપમાને કદ શૂન્ય થશે. આનો અર્થ એમ થાય કે વાયુનું અસ્તિત્વ જ નહિ હોય. ખરેખર તો આ તાપમાને પહોંચતા પહેલાં બધા જ વાયુઓ પ્રવાહીકરણ પામે છે. સૌથી નીચું કાલ્યનિક તાપમાન કે જે તાપમાને વાયુઓ શૂન્ય કદ ધરાવે છે તેને નિરપેક્ષ શૂન્ય કહેવાય છે.

બધા જ વાયુઓ ઘણા નીચા દબાણો અને ઊંચા તાપમાને ચાર્લ્સનો નિયમ પાળે છે.

કોયડો 5.2

પેસિફિક મહાસાગરમાં તરતું જહાજ જ્યાં તાપમાન 23.4°C છે, ત્યાં એક બલૂન (કુંગો) 2 L વાયુથી ભરેલ

છે. આ જહાજ જ્યારે હિન્દ મહાસાગરમાં પહોંચે છે, જ્યાં તાપમાન 26.1°C છે, ત્યારે તેનું કદ કેટલું હશે ?

ઉકેલ :

$$\begin{aligned} V_1 &= 2\text{L} & T_2 &= 26.1 + 273 \\ T_1 &= (23.4 + 273) \text{ K} & &= 299.1 \text{ K} \\ & & &= 296.4 \text{ K} \end{aligned}$$

ચાર્લ્સના નિયમ પરથી,

$$\begin{aligned} \frac{V_1}{T_1} &= \frac{V_2}{T_2} \\ \Rightarrow V_2 &= \frac{V_1 T_2}{T_1} \\ \Rightarrow V_2 &= \frac{2\text{L} \times 299.1 \text{ K}}{296.4 \text{ K}} \\ &= 2\text{L} \times 1.009 \\ &= 2.018 \text{ L} \end{aligned}$$

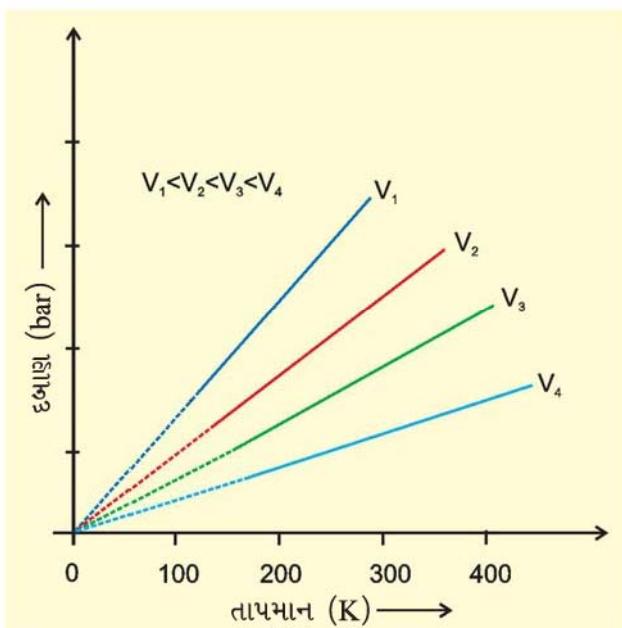
5.5.3 ગો લ્યુસેકનો નિયમ (Gay Lussac's Law) (દબાણ-તાપમાન સંબંધ) (Pressure - Temperature Relationship)

વાહનોના સારી રીતે ફુલેલા (inflated) ટાયરોમાં દબાણ લગભગ અચળ હોય છે, પરંતુ ઉનાળાની ગરમીના દિવસોમાં દબાણ એટલું બધું વધે છે કે જો દબાણ બચાવર રાખવામાં ન આવે તો ટાયર ફાટી જાય છે. શિયાળા દરમિયાન, હંડી સવારે આપણાને જણાશે કે વાહનના ટાયરના દબાણ નોંધપાત્ર રીતે ઘટેલા હોય છે. દબાણ અને તાપમાન વચ્ચે ગાણિતીય સંબંધ જોસેફ ગો લ્યુસેકે આપેલ અને તે ગો લ્યુસેકના નિયમ તરીકે ઓળખાય છે. તે નિવેદિત કરે છે કે ચોક્કસ કદે નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુનું દબાણ તાપમાનના સમપ્રમાણમાં હોય છે. ગાણિતીય રીતે લખતાં,

$$P \propto T$$

$$\Rightarrow \frac{P}{T} = \text{અચળાંક} = k_3$$

આ નિયમ બોઈલના નિયમ અને ચાર્લ્સના નિયમમાંથી મેળવી કે ઉપજાવી શકાય. ચોક્કસ મોલર કદે દબાણ વિરુદ્ધ તાપમાન (કેલ્વિન) આલેખ આંકૃતિક 5.7માં દર્શાવેલ છે. આ આલેખની દરેક રેખાને ‘આઇસોકોર’ (સમાન કદ ધરાવતા) કહે છે.



આકૃતિ 5.7 વાયુનો દબાણ વિરુદ્ધ તાપમાન (K) આવેખ (આઈસોકોર)

5.5.4 એવોગ્રેડો નિયમ (Avogadro Law) (કદ-જથ્થો સંબંધ) (Volume-Amount Relationship)

1811માં હટાલિયન વૈજ્ઞાનિક એમિનો એવોગ્રેડોએ ડાલ્ટનના પરમાણુવાદ અને ગો લ્યુસેકનો સંયોજાતા કદ (એકમ-1) નિયમના તારણોને સંયોજવાનો પ્રયત્ન કર્યો જે હવે એવોગ્રેડો નિયમ તરીકે ઓળખાય છે. તે નિવેદિત કરે છે કે સમાન કદ ધરાવતા બધા જ વાયુઓ, સમાન તાપમાન અને સમાન દબાણની પરિસ્થિતિમાં સરખી સંખ્યાના અણુઓ ધરાવે છે. આનો અર્થ એમ છે કે જ્યાં સુધી તાપમાન અને દબાણ અચળ રહે છે, ત્યાં સુધી વાયુનું કદ વાયુના અણુઓની સંખ્યા પર અથવા બીજા શરૂઆતીની કહીએ તો વાયુના જથ્થો અથવા પ્રમાણ પર આધાર રાખે છે ગાણીતીય રીતે લખીએ તો,

$$V \propto n$$

જ્યાં n વાયુના મોલની સંખ્યા છે.

$$\Rightarrow V = k_4 n \quad (5.11)$$

વાયુના એક મોલમાં રહેલા અણુઓની સંખ્યા 6.022×10^{23} નક્કી કરવામાં આવી અને તે એવોગ્રેડો અચળાંક

તરીકે ઓળખાય છે. તમને જણાશે કે આ જ સંખ્યા આપણે મોલનો અભ્યાસ કરેલો ત્યારે જાણવા મળેલી (એકમ 1).

વાયુનું કદ મોલની સંખ્યાના સમપ્રમાણમાં હોય છે. પ્રમાણિત તાપમાન અને દબાણ (STP)* દરેક વાયુનો એક મોલ સમાન કદ ધરાવશે. પ્રમાણિત તાપમાન અને દબાણનો અર્થ છે કે 273.15 (0 °C) K તાપમાન અને 1 bar (એટલે કે 10^5 પાસ્કલ) દબાણ. આ મૂલ્યો પાણીનું ઠારબિંદુ તાપમાન અને દરિયાની સપાટીએ વાતાવરણનું દબાણ છે. STP એ આદર્શ વાયુ અથવા આદર્શ વાયુઓનું સંયોગીકરણ આણવીય કદ $22.71098 \text{ L mol}^{-1}$ છે.

કેટલાક વાયુઓના આણવીય કદ કોષ્ટક 5.2માં આપેલ છે.

કોષ્ટક 5.2 કેટલાક વાયુઓના 273.15 K તાપમાન અને 1 bar (STP)ના આણવીય કદ લિટર પ્રતિ મોલમાં

આર્ગોન	22.37
કાર્బન ડાયોક્સાઇડ	22.54
ડાયનાઇટ્રોજન	22.69
ડાયઓક્સિજન	22.69
ડાયથાઇટ્રોજન	22.72
આદર્શ વાયુ	22.71

વાયુના મોલની સંખ્યા નીચે પ્રમાણે ગણી શકાય :

$$n = \frac{m}{M} \quad (5.12)$$

જ્યાં, m = અન્વેષણ (investigation) માંના વાયુનું દળ અને M = આણવીય દળ

આમ,

$$V = k_4 \frac{m}{M} \quad (5.13)$$

સમીક્ષણ (5.13)ની નીચે પ્રમાણે ગોઠવણી કરી શકાય :

$$M = k_4 \frac{m}{V} = k_4 d \quad (5.14)$$

* અગાઉના પ્રમાણિત ઘણી વાર ઉપયોગમાં લેવાય છે અને દસ્કા અગાઉની બધી રાસાયણિક માહિતી (data)-ને લાગુ પડે છે. આ વાખ્યામાં STP સમાન તાપમાન 0°C (273.15 K) પણ 1 atm થી વધારે દબાણ (101.325 kPa) સૂચને છે. કોઈ પણ વાયુ અથવા વાયુઓનું સંયોગીકરણ STP એ 22.413996 L કદ ધરાવે છે.

પ્રમાણિત પરિવેશી (Ambient) તાપમાન અને દબાણ (SATP) શરતો કેટલાક વૈજ્ઞાનિક કાર્યોમાં ઉપયોગમાં લેવાય છે. SATP શરતોનો અર્થ એ થાય છે કે 298.15 K અને 1 bar (એટલે કે ચોક્કસ રીતે (exactly) 10^5 Pa). SATP એ (1 bar અને 298.15 K) એ આદર્શ વાયુનું કદ 24.789 L mol⁻¹ છે.

અહીંથા 'd' વાયુની ઘનતા છે. આપણે સમીકરણ (5.14) પરથી તારવી શકીએ કે વાયુની ઘનતા તેના આજીવીય દળને સમપ્રમાણ હોય છે.

જે વાયુ બોર્ડલના નિયમ, ચાર્લ્સના નિયમ અને એવોગોડ્રોના નિયમને ચુસ્ત રીતે અનુસરે છે. તેને આદર્શ વાયુ કહેવાય છે. આવો વાયુ માત્ર પરિકલ્પિત (hypothetical) છે. એવું ધારવામાં આવ્યું છે કે આદર્શ વાયુના અણુઓના વચ્ચે આંતરઆજીવીય બળો હાજર હોતા નથી. વાસ્તવિક વાયુઓ આ નિયમોનું પાલન કેટલીક વિશિષ્ટ શરતો દરમિયાન કરે છે, જ્યારે પારસ્પરિક ડિયાના બળો નગણ્ય થાય છે. બાકીની બીજી બધી જ પરિસ્થિતિમાં આદર્શ વર્તણૂક્થી તેઓ વિચલિત થાય છે. તમે વિચલનો વિશે આ એકમમાં આગળ ઉપર શીખશો.

5.6 આદર્શ વાયુ સમીકરણ (Ideal Gas Equation)

આપણે અત્યાર સુધીમાં અત્યાસ કરેલા ગ્રણેય નિયમોનું એક જ સમીકરણમાં સંયોગીકરણ કરી શકીએ જે આદર્શ વાયુ સમીકરણ તરીકે ઓળખાય છે.

અચળ તાપમાન T અને n : $V \propto \frac{1}{p}$ બોર્ડલનો નિયમ

અચળ p અને n : $V \propto T$ ચાર્લ્સનો નિયમ

અચળ p અને T : $V \propto n$ એવોગોડ્રો નિયમ

આમ,

$$V \propto \frac{nT}{p} \quad (5.15)$$

$$\Rightarrow V = R \cdot \frac{nT}{p} \quad (5.16)$$

જ્યાં, R સમપ્રમાણતા અચળાંક છે. સમીકરણ (5.16)-ની પુનર્ગોઠવણી કરતાં આપણાને મળશે.

$$\Rightarrow pV = nRT \quad (5.17)$$

$$\Rightarrow R = \frac{pV}{nT} \quad (5.18)$$

R ને વાયુ અચળાંક કહે છે. બધા વાયુઓ માટે તે સમાન હોય છે. આથી તેને સાર્વત્રિક (Universal) વાયુ અચળાંક કહે છે. સમીકરણ (5.17)-ને આદર્શ વાયુ સમીકરણ કહે છે.

સમીકરણ (5.18)માં R નું મૂલ્ય, p , V અને T ના માપનમાં વપરાયેલા એકમો પર આધાર રાખે છે. જો આ સમીકરણના ગ્રણેય ચલો (variables) જાણતા હોઈએ તો ચોથાની ગણતરી કરી શકીએ. આ સમીકરણથી આપણે જોઈ શકીએ છીએ કે અચળ તાપમાન અને દબાંણો કોઈ પણ વાયુના n મોલનું કદ એકસરખું રહેશે, કારણ કે $V = \frac{nRT}{p}$ અને n, R, T અને p અચળ છે. આ સમીકરણ બધા વાયુઓને લાગુ પાડી શકશે. જો વાયુઓ આદર્શ વર્તણૂક તરફ જાય તેવી પરિસ્થિતિ હશે તો જ. STP પરિસ્થિતિમાં (273.15 K તાપમાને અને 1 bar દબાંણો) એક મોલ આદર્શ વાયુનું કદ 22.710981 L mol⁻¹ થશે. આ પરિસ્થિતિમાં એક મોલ માટે R નું મૂલ્ય નીચે પ્રમાણે ગણી શકીએ.

$$\begin{aligned} R &= \frac{(10^5 \text{ Pa})(22.71 \times 10^{-3} \text{ m}^3)}{(1 \text{ mol})(273.15 \text{ K})} \\ &= 8.314 \text{ Pa m}^3 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \\ &= 8.314 \times 10^{-2} \text{ bar L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \\ &= 8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \end{aligned}$$

STP અગાઉ વપરાયેલ પરિસ્થિતિઓ (0°C અને 1 atm દબાંણ) R નું મૂલ્ય $8.20578 \times 10^{-2} \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ છે.

આદર્શ વાયુ ચારેય ચલ વચ્ચેનો સંબંધ છે અને તે વાયુની અવસ્થા દર્શાવે છે. એટલા માટે તેને અવસ્થા સમીકરણ કહે છે.

આપણે ફરી પાછા આદર્શ વાયુ સમીકરણનો વિચાર કરીએ. ચલોના એક સાથે વિચરણ (variation) માટેનો આ સંબંધ છે. જો વાયુના નિશ્ચિત જથ્થાનું તાપમાન, કદ અને દબાંણ T_1, V_1 અને p_1 થી T_2, V_2 અને p_2 માં ફેરવાય તો આપણે લખી શકીએ કે –

$$\begin{aligned} \frac{p_1 V_1}{T_1} &= nR \text{ અને } \frac{p_2 V_2}{T_2} = nR \\ \Rightarrow \frac{p_1 V_1}{T_1} &= \frac{p_2 V_2}{T_2} \quad (5.19) \end{aligned}$$

સમીકરણ (5.19) ઘણું જ ઉપયોગી સમીકરણ છે. જો છ મૂલ્યોમાંથી પાંચ ચલો જાણતા હોઈએ તો અજ્ઞાત ચલનું મૂલ્ય સમીકરણ (5.19) પરથી જાણી શકાય. આ સમીકરણ સંયુક્ત વાયુ નિયમ તરીકે પણ ઓળખાય છે.

કોષ્ટકો 5.3

25 °C અને 760 mm પારાના દબાણે વાયુ 600 mL કદ ધરાવે છે. વાયુનું કદ 640 mL અને તાપમાન 10 °C થાય તારે તે ઊંચાઈએ દબાણનું મૂલ્ય કેટલું હશે ?

ઉકેલ :

$$P_1 = 760 \text{ mm Hg}, V_1 = 600 \text{ mL}$$

$$T_1 = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$V_2 = 640 \text{ mL} \text{ અને } T_2 = 10 + 273 = 283 \text{ K}$$

સંયુક્ત વાયુ સમીકરણ પ્રમાણે,

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$\Rightarrow P_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 V_2}$$

$$\Rightarrow P_2 = \frac{(760 \text{ mm Hg}) \times (600 \text{ mL}) \times (283 \text{ K})}{(640 \text{ mL}) \times 298 \text{ K}}$$

$$= 676.6 \text{ mm Hg}$$

5.6.1 વાયુમય પદાર્થની ઘનતા અને મોલર દળ (Density and Molar Mass of a Gaseous Substance)

આર્દ્ધ વાયુ સમીકરણની નીચે પ્રમાણે પુનઃગોઠવણી કરી શકાય :

$$\frac{n}{V} = \frac{P}{RT}$$

નને $\frac{m}{M}$ તરીકે મૂક્તાં આપણને મળશે.

$$\frac{m}{MV} = \frac{P}{RT} \quad (5.20)$$

$$\frac{d}{M} = \frac{P}{RT} \quad (\text{જ્યાં } d \text{ ઘનતા છે.}) \quad (5.21)$$

સમીકરણ (5.21)ની પુનઃગોઠવણી કરતાં વાયુનું મોલર દળ ગણવા માટેનો સંબંધ મળી શકે.

$$M = \frac{d RT}{P} \quad (5.22)$$

5.6.2 ડાલ્ટનનો આંશિક (વિભાગીય) દબાણનો નિયમ (Dalton's Law of Partial Pressure)

આ નિયમને જોહ્ન ડાલ્ટને 1801માં સૂચિત કરેલો. તે નિવેદિત કરે છે કે પારસ્પરિક કિયા ન કરતાં હોય તેવા વાયુઓના મિશ્રણનું કુલ દબાણ વ્યક્તિગત વાયુના આંશિક દબાણના સરવાળા બરાબર થાય છે એટલે કે એ દબાણ જે સમાન કદ અને તાપમાનની પરિસ્થિતિમાં દરેક વાયુ અલગ રીતે કિયાશીલ થશે. વાયુઓના મિશ્રણમાં દરેક વાયુ વડે કિયાશીલ થયેલું દબાણ આંશિક દબાણ કહેવાય છે. ગાણિતીય રીતે,

$$P_{\text{કુલ}} = P_1 + P_2 + P_3 \dots \quad (\text{અથવા } T \text{ અને } V)$$

જ્યાં, $P_{\text{કુલ}}$ વાયુઓના મિશ્રણનું કુલ દબાણ છે અને P_1, P_2, P_3 વગેરે વાયુઓના આંશિક દબાણ છે.

સામાન્ય રીતે વાયુઓ પાણી પર એકઠા કરવામાં આવે છે અને તેથી તે ભેજવાળા હોય છે. આથી સૂક્ત વાયુનું દબાણ પાણીની બાધ્ય ધરાવતા ભેજવાળા વાયુના દબાણમાંથી પાણીનું બાધ્યદબાણ બાદ કરવાથી મળે છે. સંતૃપ્ત પાણીની બાધ્ય દ્વારા કિયાશીલ થતા દબાણને જલીય તાણા (aqueous tension) કહે છે. જુદા જુદા તાપમાને પાણીના જલીય તાણા કોઈક 5.3માં દર્શાવેલ છે.

$$P_{\text{શૂષ્ણ વાયુ}} = P_{\text{કુલ}} - \text{જલીય તાણા} \quad (5.24)$$

કોષ્ટક 5.3 પાણીનું જલીય તાણા (બાધ્ય દબાણ) તાપમાનના વિધેય તરીકે

તાપમાન/K	દબાણ/bar	તાપમાન/K	દબાણ/bar
273.15	0.0060	295.15	0.0260
283.15	0.0121	297.15	0.0295
288.15	0.0168	299.15	0.0331
291.15	0.0204	301.15	0.0372
293.15	0.0230	303.15	0.0418

મોલ અંશના પર્યાયમાં (terms) આંશિક દબાણ :

ધારો કે T તાપમાને ત્રણ વાયુઓ કદ Vમાં સમાયેલા છે. જેમના આંશિક દબાણ અનુક્રમે P_1, P_2 અને P_3 છે. તેથી,

$$P_1 = \frac{n_1 RT}{V} \quad (5.25)$$

$$p_2 = \frac{n_2 RT}{V} \quad (5.26)$$

$$p_3 = \frac{n_3 RT}{V} \quad (5.27)$$

જ્યાં, n_1 , n_2 અને n_3 આ વાયુઓના અનુક્રમે મોલની સંખ્યા છે. આથી કુલ દબાણનું સમીકરણ થશે.

$$\begin{aligned} p_{\text{કુલ}} &= p_1 + p_2 + p_3 \\ &= n_1 \frac{RT}{V} + n_2 \frac{RT}{V} + n_3 \frac{RT}{V} \\ &= (n_1 + n_2 + n_3) \frac{RT}{V} \end{aligned} \quad (5.28)$$

p_1 ને $p_{\text{કુલ}}$ વડે ભાગતા,

$$\begin{aligned} \frac{p_1}{p_{\text{કુલ}}} &= \left(\frac{n_1}{n_1 + n_2 + n_3} \right) \frac{RTV}{RTV} \\ &= \frac{n_1}{n_1 + n_2 + n_3} = \frac{n_1}{n} = x_1 \end{aligned}$$

જ્યાં, $n = n_1 + n_2 + n_3$

x_1 ને પ્રથમ વાયુનો મોલ અંશ કહેવાય છે.

આથી, $p_1 = x_1 p_{\text{કુલ}}$

આ જ પ્રમાણે બીજા બે વાયુઓ માટે લખી શકીએ કે,

$$p_2 = x_2 p_{\text{કુલ}} \text{ અને } p_3 = x_3 p_{\text{કુલ}}$$

આથી સામાન્ય સમીકરણ લખી શકાય કે,

$$p_i = x_i p_{\text{કુલ}} \quad (5.29)$$

જ્યાં, p_i અને x_i એ i માં વાયુના અનુક્રમે આંશિક દબાણ અને મોલ અંશ છે. જો વાયુઓના મિશ્રણનું કુલ દબાણ જાણીતું હોય તો સમીકરણ (5.29)નો ઉપયોગ કરી વ્યક્તિગત વાયુ વડે ઉત્પન્ન થયેલું દબાણ શોધી શકીએ.

કોયડો 5.4

નિયોન-ડાયઓક્સિજનનું મિશ્રણ 70.6 g ડાયઓક્સિજન અને 167.5 g નિયોન ધરાવે છે. જો નળાકારમાં વાયુઓના મિશ્રણનું દબાણ 25 bar હોય તો મિશ્રણમાં ડાયઓક્સિજન અને નિયોનના આંશિક દબાણ કેટલા હશે ?

ઉકેલ :

ડાયઓક્સિજનના મોલની સંખ્યા

$$= \frac{70.6 \text{ g}}{32 \text{ g mol}^{-1}}$$

$$= 2.21 \text{ mol}$$

નિયોનના મોલની સંખ્યા

$$= \frac{167.5 \text{ g}}{20 \text{ g mol}^{-1}}$$

$$= 8.375 \text{ mol}$$

ડાયઓક્સિજનનો મોલ અંશ

$$= \frac{2.21}{2.21 + 8.375}$$

$$= \frac{2.21}{10.585}$$

$$= 0.21$$

$$\text{નિયોનના મોલ અંશ} = \frac{8.375}{2.21 + 8.375}$$

$$= 0.79$$

વૈકલ્પિક રીતે,

$$\text{નિયોનનો મોલ અંશ} = 1.0 - 0.21 = 0.79 \text{ થશે.}$$

$$\text{વાયુનું આંશિક દબાણ} = \text{મોલ અંશ} \times \text{કુલ દબાણ}$$

$$\Rightarrow \text{ડાયઓક્સિજનનું આંશિક દબાણ} = 0.21 \times (25 \text{ bar})$$

$$= 5.25 \text{ bar}$$

$$\text{નિયોનનું આંશિક દબાણ} = 0.79 \times (25 \text{ bar})$$

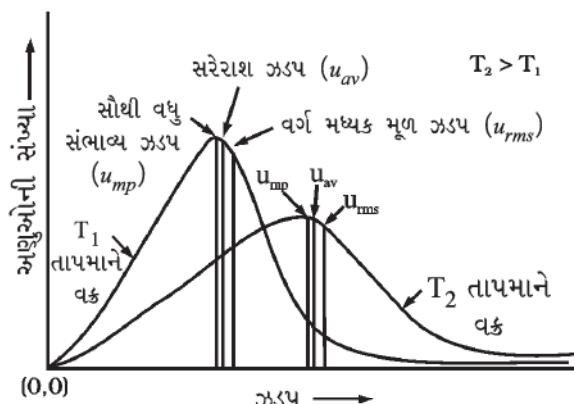
$$= 19.75 \text{ bar}$$

5.7 ગતિજ ઊર્જા અને આણવીય ઝડપ (KINETIC ENERGY AND MOLECULAR SPEED)

વાયુના અણુઓ સતત ગતિમાં રહેતા હોય છે. જ્યારે તેઓ ઘૂમતા હોય છે ત્યારે એકબીજા સાથે અને પાત્રની દીવાલો સાથે અથડાય છે. આને પરિણામે તેમની ઝડપમાં ફેર પડે છે અને ઊર્જાની પુનઃવહેચાહી થાય છે. આથી વાયુના બધા જ અણુઓની કોઈ એક સમયે ઝડપ અને ઊર્જા સરખા હોતાં નથી. આથી, આપણે અણુઓની ઝડપનું સરેરાશ મૂલ્ય મેળવી શકીએ. ધારો કે નમૂનામાં રહેલા અણુઓની સંખ્યા n છે અને તેમની વ્યક્તિગત ઝડપ u_1, u_2, \dots, u_n , છે, તો અણુઓની સરેરાશ ઝડપ u_{av} નીચે પ્રમાણે ગણી શકાય :

$$u_{av} = \frac{u_1 + u_2 + \dots + u_n}{n}$$

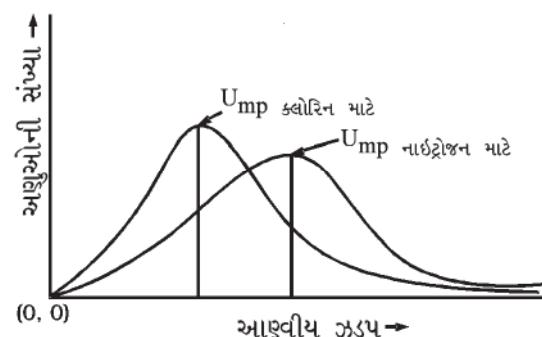
મેક્સવેલ (Maxwell) અને બોલ્ટ્ઝમેને (Boltzmann) દર્શાવ્યું કે અણુઓની ઝડપની ખરેખર વહેચણી તાપમાન અને વાયુના આણવીય દળ પર આધાર રાખે છે. મેક્સવેલે અમુક ઝડપ ધરાવતા અણુઓની સંખ્યાની ગણતરી માટે સૂત્ર ઉપાયું. આકૃતિ 5.8 બે જુદા જુદા T_1 અને T_2 (T_1 કરતાં T_2 ઉંચું તાપમાન છે). અણુઓની સંખ્યા વિરુદ્ધ આણવીય ઝડપનો આવેખ દર્શાવેલ છે. આકૃતિમાં દર્શાવેલ આવેખ ઝડપની મેક્સવેલ બોલ્ટ્ઝમેન વહેચણી કહેવાય છે.



આકૃતિ 5.8 મેક્સવેલ-બોલ્ટ્ઝમેનની ઝડપની વહેચણી

આવેખ દર્શાવે છે કે ઘણી ઊંચી અને ઘણી નીચી ઝડપ ધરાવતા અણુઓની સંખ્યા ઘણી ઓછી છે. વકમાં મહત્તમ અણુની મહત્તમ સંખ્યા ધરાવતા અણુની ઝડપ છે. આ ઝડપને મહત્તમ સંભાવ્ય ઝડપ u_{mp} કહે છે. તે અણુઓની સરેરાશ ઝડપની ઘણી નજીક હોય છે. તાપમાન વધારતાં સૌથી વધુ સંભાવ્ય ઝડપમાં વધારો થાય છે અને તેથી ઝડપ-વહેચણી વક ઊંચા તાપમાને વધુ પહોળો થાય છે. વકનું પહોળા થવું સૂચવે છે કે વધુ ઝડપે ધૂમતા અણુઓની સંખ્યા વધે છે. ઝડપ વહેચણી અણુના દળ પર પણ આધાર રાખે છે. એ જ તાપમાને વધારે દળવાળા અણુઓને હલકા વાયુ અણુઓ કરતાં ધીમી ઝડપ હોય છે. ઉદાહરણ તરીકે, સમાન તાપમાને હલકા નાઈટ્રોજન અણુઓ ભારે કલોરિન અણુઓ કરતાં વધુ ઝડપથી ખસે છે. આથી આપેલા તાપમાને નાઈટ્રોજન અણુઓને કલોરિનના અણુઓ કરતાં સૌથી વધુ સંભાવ્ય અણુઓનું મૂલ્ય ઊંચું હોય છે. નાઈટ્રોજન અને કલોરિનના આણવીય ઝડપ વહેચણી વક જુઓ જે આકૃતિ 5.9 માં આવેલ છે. કોઈ પણ

એક તાપમાને અણુઓની વક્તિગત ઝડપ બદલાતી રહે છે. છતાં પણ ઝડપની વહેચણી સમાન રહે છે.



આકૃતિ 5.9 300 K તાપમાને કલોરિન અને નાઈટ્રોજનની આણવીય ઝડપની વહેચણી

આપણે જાણીએ છીએ કે કણની ગતિજ ઊર્જા નીચેના સમીકરણથી દર્શાવી શકાય :

$$\text{ગતિજ ઊર્જા} = \frac{1}{2} mu^2$$

આથી આપણે સરેરાશ સ્થાનાંતરીય (translational) ગતિ ઊર્જા $\frac{1}{2} mu^2$ જાણવા વાયુ કણ માટે સીધી લીટીમાં ગતિ કરવા માટે આપણે બધા જ અણુઓની ઝડપની સરેરાશ વર્ગ મૂલ્ય \bar{u}^2 મેળવવા હોય છીએ. આને નીચે પ્રમાણે રજૂ કરી શકાય :

$$\bar{u}^2 = \frac{u_1^2 + u_2^2 + \dots + u_n^2}{n}$$

સરેરાશ વર્ગ ઝડપ વાયુ અણુઓની સરેરાશ ગતિજ ઊર્જાનું સીધું જ માપ છે. આપણે જો સરેરાશ વર્ગ ઝડપનું વર્ગમૂળ લઈએ તો આપણને મળતું ઝડપનું મૂલ્ય મહત્તમ સંભાવ્ય ઝડપ અને સરેરાશ ઝડપના મૂલ્ય અલગ હોય છે. આ ઝડપને સરેરાશ વર્ગિત ઝડપનું વર્ગમૂળ કહે છે અને તેને નીચેના સ્વરૂપમાં દર્શાવી શકાય.

$$u_{rms} = \sqrt{\bar{u}^2}$$

સરેરાશ વર્ગિત ઝડપનું વર્ગમૂળ (root mean square speed), સરેરાશ ઝડપ અને મહત્તમ સંભાવ્ય ઝડપ નીચેનો સંબંધ ધરાવે છે :

$$u_{rms} > u_{av} > u_{mp}$$

ત્રણેય ઝડપો વચ્ચેનો ગુણોત્તર નીચે દર્શાવેલ છે :

$$u_{mp} : u_{av} : u_{rms} : : 1 : 1.128 : 1.224$$

5.8 વાયુઓનો ગતિજ ઊર્જા આણવીયવાદ (Kinetic Molecular Theory of Gases)

અત્યાર સુધીમાં આપણે નિયમો (દા.ત., બોર્ડલનો નિયમ, ચાર્ટ્સનો નિયમ) વિશે શીખ્યા જે વૈજ્ઞાનિકો દ્વારા પ્રયોગશાળામાં અવલોકન કરેલ પ્રાયોગિક હકીકતોના ખૂબ જ ચોક્કસ નિવેદનો છે. કણજીપૂર્વક પ્રયોગ કરવા તે વૈજ્ઞાનિક પદ્ધતિની એક અગત્યની બાબત છે અને તે આપણને જુદી જુદી પરિસ્થિતિમાં કોઈ ખાસ પ્રણાલી કેવી રીતે વર્તે છે તે વિશે જાણાવે છે. એકવાર પ્રાયોગિક હકીકતો પ્રતિપાદિત થઈ જાય છે પછી વૈજ્ઞાનિકો એ જાણવા આતુર હોય છે કે પ્રણાલી શા માટે તે પ્રકારની વર્તણૂક ધરાવે છે. ઉદાહરણ તરીકે, વાયુ નિયમો આપણને એ પ્રાકૃક્ષન કરવામાં મદદરૂપ થાય છે કે વાયુઓના સંકોચાવાથી દબાણ વધે છે પણ આપણને એ જાણવું ગમશે કે વાયુઓને સંકોચાવામાં આવે ત્યારે આણવીય સત્ત્રે શું થતું હશે? આ પ્રશ્નોના ઉત્તર માટે એક વાદ રચવામાં આવ્યો છે. આ વાદ એક નમૂનો છે (એટલે કે માનસિક ચિત્ર) જે આપણને આપણા અવલોકનોને વધુ સારી રીતે સમજવામાં તુષ્ટિરૂપ બને છે. વાયુઓની વર્તણૂક પર પ્રકાશ પાડતો આ વાદ ગતિજ આણવીય વાદ છે.

ગતિજ આણવીય વાદની ધારણાઓ અથવા અભિધારણાઓ નીચે મુજબ છે. આ અભિધારણાઓ પરમાણુ અને અણુઓ સાથે સંબંધિત છે. આપણે પરમાણુ કે અણુને જોઈ શકતાં નથી તેથી એમ કહેવાય છે કે તે વાયુઓનો સૂક્ષ્મદર્શિય નમૂનો પૂરો પાડે છે.

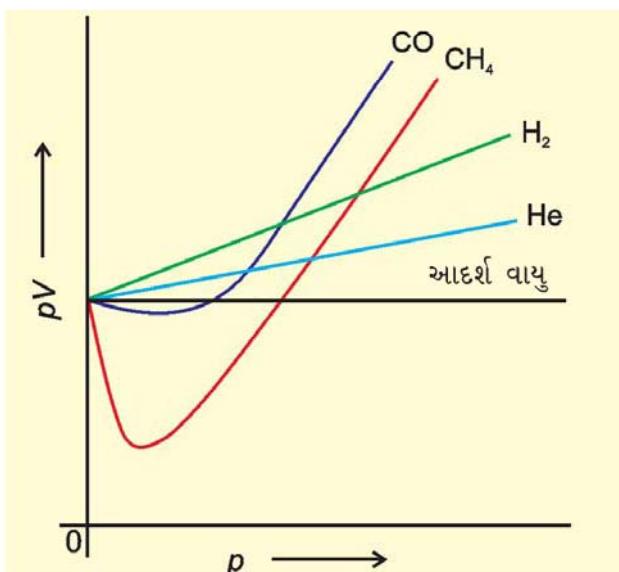
- વાયુઓ એકસરખા કણો(પરમાણુઓ અને અણુઓ)ની મોટી સંખ્યા ધરાવે છે જે કણો ખૂબ જ નાના અને સરેરાશ એકબીજાથી અલગ હોય છે જેથી તેમનું કંઈ તેમની વચ્ચેના ખાલી અવકાશની સરખામણીમાં નગણ્ય હોય છે. તેમને બિંદુ દળો તરીકે ગણવામાં આવે છે. આ ધારણા વાયુઓની ખૂબ સંકોચનિયતા સમજાવે છે.
- સામાન્ય તાપમાન અને દબાણે વાયુના કણો વચ્ચે આકર્ષણ બળો હોતાં નથી. આ ધારણાને એ હકીકતમાંથી ટેકો મળે છે કે વાયુઓ વિસ્તરી શકે છે અને તેમને મળતા અવકાશને મેળવી લે છે.
- વાયુના કણો હંમેશા સતત અને અસ્તવ્યસ્ત ગતિમાં હોય છે. જ્યારે કણો ગતિમાં ન હોય અને ચોક્કસ જગ્યાએ

હોય ત્યારે વાયુ પાસે ચોક્કસ આકાર હોય છે જે જોઈ શકતો નથી.

- વાયુના કણો સીધી લીટીમાં શક્ય હોય તેટલી બધી જ દિશાઓમાં તેમની અસ્તવ્યસ્ત (random) ગતિ દરમિયાન તે એકબીજા સાથે અને પાત્રની દીવાલો સાથે અથડાય છે. વાયુના કણોની પાત્રની દીવાલ સાથેની અથડામણ વાયુનું દબાણ નક્કી કરે છે.
- વાયુઓની અથડામણ સંપૂર્ણ સ્થિતિસ્થાપક હોય છે. આનો અર્થ એમ કે અણુઓની અથડામણ પહેલાંની અને અથડામણ પછીની કુલ ઊર્જા સરખી રહે છે. અથડાતા અણુઓ વચ્ચે ઊર્જાનો વિનિમય હોઈ શકે છે. તેમની વ્યક્તિગત ઊર્જા બદલાય, પરંતુ તેમની વ્યક્તિગત ઊર્જાનો સરવાળો અચળ રહે છે.
- ગતિજ ઊર્જામાં ઘટાડો થાય તો અણુઓની ગતિ બંધ થશે અને વાયુઓ નીચે બેસી જશે (settle down). આ હકીકતમાં અવલોકન કરાયેલ માહિતીથી વિરુદ્ધ છે. કોઈ પણ એક સમયે વાયુમાંના જુદા જુદા કણોને જુદી જુદી ઝડપ હોય છે અને તેને લીધે જુદી જુદી ગતિજ ઊર્જા હોય છે. આ ધારણા વાજબી છે કારણ કે જ્યારે કણો અથડાય છે ત્યારે તેમની ઝડપ બદલાય તેને અપેક્ષિત કરી શકીએ. બધા કણોની પ્રારંભિક ઝડપ સરખી હોય તો પણ તેઓ અથડાય એટલે વ્યક્તિગત ઝડપ બદલાય છે તો પણ ઝડપની વહેંચણી કોઈ એક તાપમાને અચળ હોય છે.
- જો અણુને બદલાતી ઝડપ હોય તો તેને બદલાતી ગતિજ ઊર્જા હોવી જોઈએ. આ સંજોગોમાં આપણે સરેરાશ ગતિજ ઊર્જાનો વિચાર કરી શકીએ. સરેરાશ ગતિજ વાદમાં એમ ધારવામાં આવ્યું છે કે વાયુના અણુઓની સરેરાશ ગતિજ ઊર્જા નિરપેક્ષ તાપમાનના સમપ્રમાણમાં હોય છે. એ નોંધવામાં આવ્યું છે કે અચળ કદના વાયુને ગરમ કરતાં દબાણ વધે છે. વાયુને ગરમ કરતાં કણોની ગતિજ ઊર્જા વધે છે અને તેઓ પાત્રની દીવાલ સાથે વારંવાર અથડાય છે અને વધારે દબાણ કરે છે.
- વાયુઓનો ગતિજવાદ આપણને અગાઉ અભ્યાસ કરેલા બધા વાયુ નિયમોને સૈદ્ધાંતિક રીતે નિરૂપણ કરવામાં મદદરૂપ થાય છે. વાયુઓના ગતિજવાદ પર આધારિત પ્રાકૃક્ષનો અને ગણતરીઓ પ્રાયોગિક અવલોકનો સાથે ખૂબ જ સારી રીતે સંમત થાય છે અને આથી નમૂનાનું વાજબીપણું (correctness) સ્થાપિત કરે છે.

5.9 વાસ્તવિક વાયુઓની વર્તણૂક (Behaviour of Real Gases) : આદર્શ વાયુ વર્તણૂકમાંથી વિચલન (Deviation from Ideal Gas Behaviour)

વાયુનો આપણો સૈદ્ધાંતિક નમૂનો પ્રાયોગિક અવલોકનો સાથે સારી રીતે સુસંગત થાય છે. મુશ્કેલી ત્યારે ઉભી થાય છે જ્યારે આપણે $pV = nRT$ સંબંધ કેટલે અંશે વાયુઓના ખરેખર દબાણ-કદ-તાપમાન સંબંધનું પુનરૂથાન કરી શકીએ છીએ. આ બિંદુની પરખ કરવા માટે વાયુઓનો pV વિરુદ્ધ p નો આલેખ દોરીએ કારણ કે અચળ તાપમાને pV અચળ રહેશે (બોઈલનો નિયમ) અને pV વિરુદ્ધ p નો આલેખ બધા દબાણો X-અક્ષને સમાંતર સીધી રેખા મળશે. 273 K તાપમાને કેટલાક વાયુઓની ખરેખરી માહિતીમાંથી દોરાયેલો આલેખ આંકૃતિ 5.10 દર્શાવેલ છે.

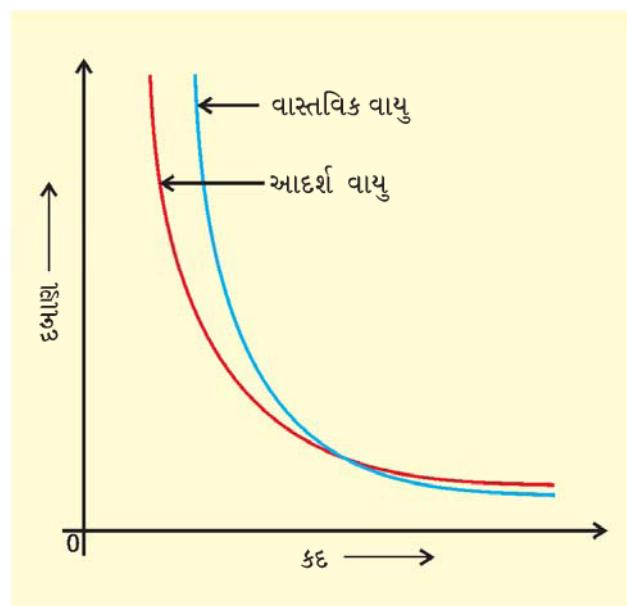


આંકૃતિ 5.10 વાસ્તવિક અને આદર્શ વાયુઓના pV વિરુદ્ધ p નો આલેખ

સરળતાથી જોઈ શકાય છે કે અચળ તાપમાને વાસ્તવિક વાયુઓ માટે pV વિરુદ્ધ p નો આલેખ સીધી રેખા નથી. આદર્શ વર્તણૂકમાંથી નોંધપાત્ર વિચલન છે. બે પ્રકારના વક્ત જોવા મળે છે. હાઇડ્રોજન અને હિલિયમ માટેના વક્તમાં દબાણના વધારા સાથે pV પણ વધે છે. બીજો પ્રકાર કાર્બન મોનોક્સાઇડ અને મિથેન જેવા વાયુઓમાં જોવા મળે છે. આ આલેખોમાં પહેલાં તેમાં આદર્શ વાયુથી ઝડપ વિચલન

મળે છે એટલે કે pV ના મૂલ્યો દબાણના વધારા સાથે ઘટે છે અને વાયુની ખાસિયતના નિભન્તમ મૂલ્યો પહોંચે છે. ત્યારબાદ pV મૂલ્યો વધવા માટે છે. વક્ત ત્યારબાદ આદર્શ વાયુ માટેની રેખાને છેદે છે અને ત્યારબાદ સતત ધન વિચલન દર્શાવે છે. આમ એમ જાડાવા મળ્યું છે કે વાસ્તવિક વાયુઓ બધી જ પરિસ્થિતિમાં સંપૂર્ણ રીતે આદર્શ વાયુ સમીકરણને અનુસરતાં નથી.

જ્યારે દબાણ વિરુદ્ધ કદનો આલેખ દોરવામાં આવે છે ત્યારે પણ આદર્શ વર્તણૂકમાંથી વિચલન દેખાઈ આવે છે. દબાણ વિરુદ્ધ કદની પ્રાયોગિક માહિતી (વાસ્તવિક વાયુ માટે) અને બોઈલના નિયમ (આદર્શ વાયુ માટે) સૈદ્ધાંતિક રીતે ગણીને મળેલી કિમતોના જેવા જ રહેવા જોઈએ. આંકૃતિ 5.11માં



આંકૃતિ 5.11 વાસ્તવિક વાયુ અને આદર્શ વાયુઓના દબાણ વિરુદ્ધ કદનો આલેખ

આ આલેખો દર્શાવેલા છે. એ દેખાઈ આવે છે કે ધણા ઊંચા દબાણો માપન કરેલાં કદ ગણતરી કરેલા કદ કરતાં વધારે છે. નીચા દબાણો જ માપેલા કદ અને ગણોલા કદ એકબીજાની નજીક રહે છે.

એ જાડાયું છે કે વાસ્તવિક વાયુઓ બોઈલનો નિયમ, ચાર્લ્સનો નિયમ અને એવોગ્નો નિયમ બધી જ પરિસ્થિતિમાં સંપૂર્ણપણે અનુસરતા નથી. હવે બે પ્રશ્નો ઉભા થાય છે :

- વાયુઓ શા માટે આદર્શ વાયુથી વિચલિત થાય છે ?
- કઈ શરતો છે જે દરમિયાન વાયુઓ આદર્શ વર્તણૂકથી વિચલન પામે છે ?

પ્રથમ પ્રશ્નનો ઉત્તર જો આપણે ફરી એકવાર ગતિજ વાદની અભિધારણાઓનો અભ્યાસ કરીએ તો મળે છે. આપણે જોયું કે ગતિજ વાદની બે ધારણાઓ વાજબી ઠરતી નથી. આ છે,

- (a) વાયુના અણુઓ વચ્ચે આકર્ષણ બળો હોતાં નથી.
- (b) વાયુએ રોકેલા અવકાશ(જગતા)ની સરખામણીમાં વાયુના અણુઓનું કદ નગણ્ય જેટલું ઓછું છે.

જો ધારણા (a) સાચી હોય તો વાયુઓનું કદાપિ પ્રવાહીકરણ થશે નહિ. આપણે જાહીએ છીએ કે વાયુઓનું પ્રવાહીકરણ તેમને ઠડા પાડવાથી અને સંકોચવાથી થાય છે. બનેલા પ્રવાહીને સંકોચવા ખૂબ મુશ્કેલ પડે છે. આનો અર્થ એમ થાય કે અપાકર્ષણના બળો પૂરતા શક્તિશાળી હોય છે અને અણુઓને નાના કદમાં દબાવી દેવામાંથી રોકે છે. જો અભિધારણા (b) સાચી હોય તો પ્રાયોગિક માહિતી (વાસ્તવિક વાયુઓ) અને સૈદ્ધાંતિક રીતે બોઈલના નિયમ પરથી ગણેલા મૂલ્યો (આદર્શ વાયુ) એકબીજા સાથે સુસંગત (coincide) થવા જોઈએ.

વાસ્તવિક વાયુઓ આદર્શ વાયુઓના નિયમોથી વિચલન દર્શાવે છે. કારણ કે અણુઓ એકબીજા સાથે પારસ્પરિક કિયા કરે છે. ઊંચા દબાણે વાયુઓના અણુઓ એકબીજાની ખૂબ જ નજીક હોય છે. આણવીય પારસ્પરિક કિયાની શરૂઆત થાય છે. ઊંચા દબાણે અણુઓ પાત્રની દીવાલ સાથે પૂરતી અથડામણથી અથડાતા નથી, કારણ કે આ અણુઓ બીજા અણુઓ વડે આણવીય આકર્ષણ બળને લીધે પાછા બેંચાય છે. આ અણુઓ વડે પાત્રની દીવાલ પરના અણુમાંથી કિયાશીલ થતાં દબાણ પર અસર પાડે છે. આથી આદર્શ વાયુથી કિયાશીલ થતાં દબાણ કરતાં ઓછું દબાણ કિયાશીલ થાય છે.

$$P_{\text{આદર્શ}} = P_{\text{વાસ્તવિક}} + \frac{an^2}{V^2} \quad (5.30)$$

અવલોકિત સુધારેલ
દબાણ પદ

અહીંથી a અચળાંક છે.

અપાકર્ષણ બળો પણ સાર્થક (significant) બને છે. પારસ્પરિક અપાકર્ષણ ટૂંક વિસ્તારની પારસ્પરિક કિયાઓ છે અને અણુઓ લગભગ સંપર્કમાં હોય ત્યારે અસરકારક હોય છે. આ પરિસ્થિતિ ઊંચા દબાણે હોય છે. અપાકર્ષણ બળો

અણુઓને પણ અભેદ ગોળા તરીકે વર્તન કરાવે છે. અણુઓ વડે રોકાયેલ કદ સાર્થક (significant) બને છે કારણ કે V કદમાં ઘૂમવાને બદલે હવે (V-nb) કદમાં સીમિત થાય છે. જ્યાં nb અણુઓના તેમના કદ વડે રોકાયેલું લગભગ કુલ કદ છે. અહીંથી b અચળાંક છે. દબાણ અને કદને માટે સુધારાને ધ્યાનમાં લઈએ તો સમીકરણ (5.17) નીચે પ્રમાણે ફરી લખી શકાય.

$$\left(p + \frac{an^2}{V^2} \right) (V-nb) = nRT \quad (5.31)$$

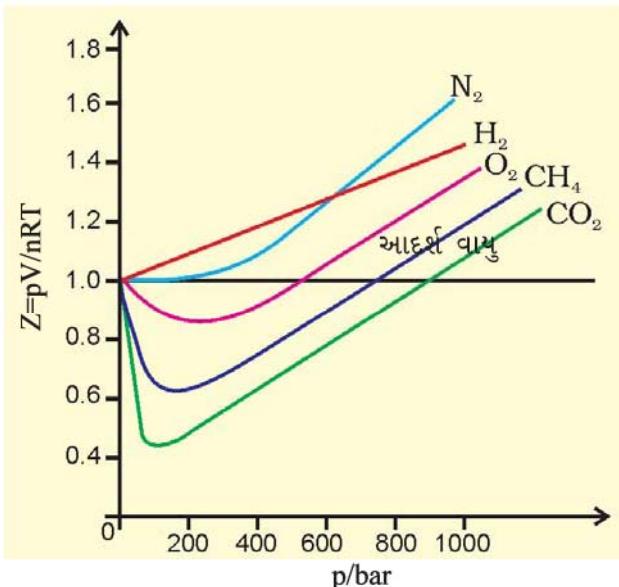
સમીકરણ (5.31) વાન્ડર વાલ્સ સમીકરણ તરીકે ઓળખાય છે. આ સમીકરણમાં n વાયુના મોલની સંખ્યા છે. અચળાંકો a અને b વાન્ડર વાલ્સ અચળાંકો કહેવાય છે અને તેમનાં મૂલ્યો વાયુઓની લાક્ષણિકતા પર આધાર રાખે છે. ‘ a ’નું મૂલ્ય વાયુમાં જ આંતરઆણવીય આકર્ષણ બળોની માત્રાનું માપ છે અને તે તાપમાન અને દબાણથી સ્વતંત્ર છે.

ધણા નીચા તાપમાને આંતરઆણવીય બળો અસરકારક બને છે. અણુઓ ઓછી સરેરાશ ઝડપથી ફરતા હોય તો આકર્ષણ બળોને કારણે તેઓ એકબીજાથી બંદીવાન (captured) થાય છે. વાસ્તવિક વાયુઓ જ્યારે તાપમાન અને દબાણ એવી પરિસ્થિતિમાં હોય કે આંતરઆણવીય આકર્ષણ બળો હકીકતરૂપે નગણ્ય જેવા હોય તેવા સમયે આદર્શ વર્તણૂક બતાવશે. જો દબાણ શૂન્ય તરફ જવા લાગે તો આદર્શ વર્તણૂકનું વિચલન સંકોચનીયતા અવયવ (compressibility factor) Zના રૂપમાં માપી શકાય છે. તે pV અને nRT નો ગુણોત્તર છે.

$$Z = \frac{pV}{nRT} \quad (5.32)$$

આદર્શ વાયુ માટે બધા જ તાપમાન અને દબાણ $Z = 1$ થાય છે કારણ કે $pV = nRT$. Z વિરુદ્ધ p નો આલેખ દબાણ અક્ષ(આકૃતિ 5.12, પેજ નં-152)ને સમાંતર સીધી રેખા હોય છે. જે વાયુઓ આદર્શ વર્તણૂકથી વિચલન દર્શાવે છે તેમાં Z નું મૂલ્ય એકથી વિચલિત થાય છે. ખૂબ નીચા દબાણે બધા જ વાયુઓ $Z = 1$ દર્શાવે છે અને આદર્શ વાયુ તરીકે વર્ત છે.

ઊંચા દબાણે બધા વાયુઓ માટે $Z > 1$ હોય છે. આ વાયુઓને સંકોચવા મુશ્કેલ હોય છે. મધ્યવર્તી દબાણે મોટા ભાગના વાયુઓ માટે $Z < 1$ હોય છે. આમ, વાયુઓ આદર્શ વર્તણૂક દર્શાવશે, જ્યારે ધારણ કરેલું કદ એટલું



આકૃતિ 5.12 કેટલાક વાયુઓ માટે સંકોચનિયતા અવયવમાં વિચરણ

વધારે હોય છે કે જેની સરખામણીમાં અણુઓનું કદ અવગણી શકાય. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો જ્યારે દબાણ ઘણા નીચા હોય છે ત્યારે વાયુની વર્તણૂક વધારે ને વધારે આદર્શ વર્તણૂક તરફ જાય છે. કેટલા દબાણ સુધી વાયુ આદર્શ નિયમોને અનુસરશે, તેનો આધાર વાયુના સ્વભાવ અને તાપમાન પર રહેલ છે. જે તાપમાને વાસ્તવિક દબાણના ગણતરીપાત્ર ગણામાં આદર્શ વાયુ નિયમોને પાણે છે. તે તાપમાનને બોઈલ તાપમાન અથવા બોઈલ બિંદુ કહે છે. વાયુનું બોઈલ બિંદુ તેના સ્વભાવ પર આધાર રાખે છે. તેમના બોઈલ બિંદુની ઉપર વાસ્તવિક વાયુ આદર્શપણાથી ધન વિચલન દર્શાવે છે અને Z ના મૂલ્યો એક કરતાં વધારે હોય છે. અણુઓ વચ્ચેના આકર્ષણ બળો ઘણા નબળાં હોય છે. બોઈલ તાપમાનથી નીચે વાસ્તવિક વાયુઓ શરૂઆતમાં Z મૂલ્યોમાં ઘટાડો, દબાણના વધારા સાથે દર્શાવે છે. જે નિભતમ મૂલ્ય પર પહોંચે છે. દબાણમાં વધારો કરતાં Z નું મૂલ્ય સતત રીતે વધે છે. ઉપરની સમજૂતી દર્શાવે છે કે નીચા દબાણે અને ઊંચા તાપમાને વાયુઓ આદર્શ વર્તણૂક દર્શાવે છે. આ પરિસ્થિતિઓ જુદા જુદા વાયુઓ માટે જુદી જુદી હોય છે.

જો આપણે નીચેનું નિરૂપણ નોંધીએ તો Z ની સાર્થકતામાં વધારે સમજણ મળી શકે છે.

$$Z = \frac{p V_{\text{વાસ્તવિક}}}{n RT} \quad (5.33)$$

જો વાયુ આદર્શ વર્તણૂક દર્શાવશે તો $V_{\text{આદર્શ}} = \frac{n RT}{P}$,

$\frac{n RT}{P}$ નું મૂલ્ય સમીકરણ (5.33)માં મૂકીએ તો -

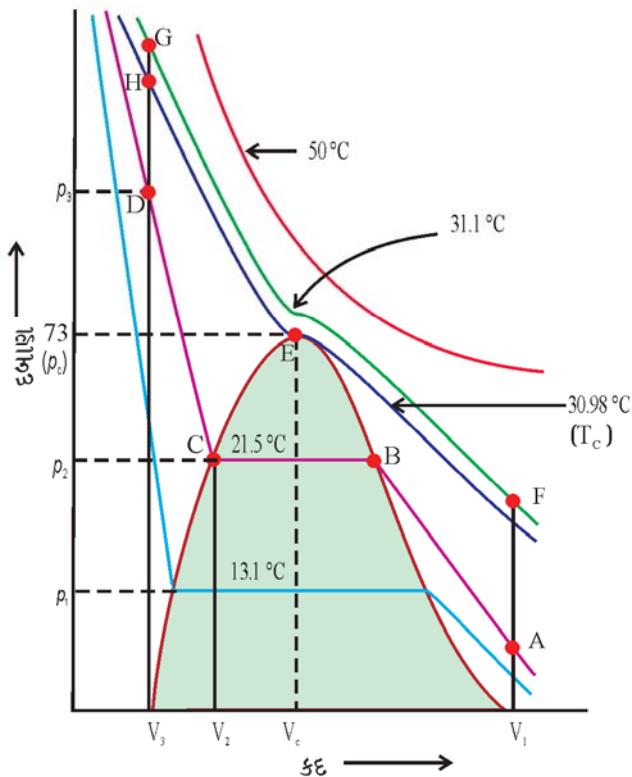
$$Z = \frac{V_{\text{વાસ્તવિક}}}{V_{\text{આદર્શ}}} \quad (5.34)$$

સમીકરણ (5.34) પરથી આપણે જોઈ શકીએ છીએ કે સંકોચનિયતા અવયવ ખરેખર મોલર કદ અને વાયુ તે તાપમાને અને દબાણે આદર્શ વાયુ એમ ગણતા મળેલા મોલર કદનો ગુણોત્તર છે.

હવે પછીના વિભાગોમાં આપણે જોઈશું કે વાયુમય અવસ્થા અને પ્રવાહી અવસ્થા વચ્ચે બેદ પાડવા શક્ય નથી અને પ્રવાહીને આપણે નાના કદ અને ઘણા ઊંચા આણવીય આકર્ષણના વિસ્તારમાં વાયુમય કક્ષાનું સાતત્ય ગળી શકીએ. આપણે એ પણ જોઈશું કે વાયુઓના પ્રવાહીકરણ માટે જરૂરી પરિસ્થિતિઓના પ્રાકૃક્ષણો માટે વાયુઓના સમતાપનો ઉપયોગ કરીશું.

5.10 વાયુઓનું પ્રવાહીકરણ (Liquification of Gases)

બન્ને પ્રવાહી અને વાયુમય અવસ્થામાં પદાર્થના દબાણ-કદ-તાપમાનના સંબંધોની માહિતી કાર્બન ડાયોક્સાઈડના જુદા જુદા તાપમાને મળેલા સમતાપના એન્ડ્રૂઝ (Andrews) આલેખ તૈયાર કર્યા (આકૃતિ 5.13). પાછળથી એ પણ જાણવા મળ્યું કે વાસ્તવિક વાયુઓ પણ કાર્બન ડાયોક્સાઈડની જેમ જ વર્તે છે. એન્ડ્રૂઝ નોંધ્યું કે ઊંચા તાપમાને સમતાપ આદર્શ વાયુના સમતાપ જેવા જ જણાય છે અને ઊંચા દબાણે તેઓનું પ્રવાહીકરણ થઈ શકતું નથી. જેમ જેમ તાપમાન નીચું લાવવામાં આવે છે તેમ તેમ વકનો આકાર બદલાય છે અને માહિતી આદર્શ વર્તણૂકથી નોંધપાત્ર વિચલન દર્શાવે છે. 30.98 °C તાપમાને કાર્બન ડાયોક્સાઈડ વાયુ 73 વાતાવરણ દબાણ સુધી વાયુ રહે છે (આકૃતિ 5.13માં બિંદુ E). 73 વાતાવરણના દબાણે સૌ પ્રથમ વખત પ્રવાહી કાર્બન ડાયોક્સાઈડ દેખાયો. 30.98 °C તાપમાનને કાર્બન ડાયોક્સાઈડનું કાંતિક તાપમાન (T_c) કહેવાય છે. આ સૌથી ઊંચું તાપમાન છે, જ્યારે પ્રવાહી કાર્બન ડાયોક્સાઈડ અવલોકિત થાય છે. આથી ઊંચા તાપમાને તે વાયુ હોય છે. કાંતિક તાપમાને એક મોલ વાયુનું કદ કાંતિક કદ (V_c) અને આ તાપમાને વાયુનું દબાણ કાંતિક દબાણ (P_c) કહેવાય છે. આ કાંતિક તાપમાન, દબાણ અને કદ કાંતિક અચળાંક કહેવાય છે. ત્યાર બાદ દબાણમાં વધારો કરવામાં આવે



આકૃતિ 5.13 જુદા જુદા તાપમાને કાર્ਬન ડાયોક્સાઇડના સમતાપ

તો પ્રવાહી કાર્બન ડાયોક્સાઇડને માત્ર સંકોચે છે અને વક્ત પ્રવાહીનું સંકોચન દર્શાવે છે અને ઊભી લીટી પ્રવાહીનો સમતાપ દર્શાવે છે. થોડુંક પણ સંકોચન દબાણમાં તીવ્ર (steep) વધારો પ્રવાહીનું ઘણું ઓછું સંકોચન દર્શાવે છે. 30.98°C કરતાં નીચા તાપમાને સંકોચન પામતા વાયુની વર્તણૂક અલગ હોય છે. 21.5°C તાપમાને કાર્બન ડાયોક્સાઇડ વાયુ તરીકે બિંદુ B સુધી રહે છે. બિંદુ B એ અમુક કદનું પ્રવાહી દેખાય છે. વધારે સંકોચનથી દબાણમાં ફેર પડતો નથી. પ્રવાહી અને વાયુમય કાર્બન ડાયોક્સાઇડ સાથે સહઅસ્તિત્વ ધરાવે છે અને વધારે દબાણ લાગુ પાડતાં વધારે વાયુના સંઘનન (condensation)માં પરિણામે છે અને તે C બિંદુ સુધી રહે છે. બિંદુ Cએ બધો જ વાયુ સંઘનન પામે છે અને વધુ દબાણ લગાડતા માત્ર પ્રવાહીને સંકોચે છે જે સીધો (steep) વધારો દર્શાવે છે. કદમાં થોડા સંકોચન V_2 થી V_3 ના પરિણામે દબાણમાં સીધો વધારો P_2 થી P_3 થાય છે (આકૃતિ 5.13). 30.98°C તાપમાને (કાંતિક તાપમાન) દરેક વક્ત સરખું જ વલણ દર્શાવે છે. માત્ર આડી રેખાની લંબાઈ નીચા તાપમાને વધે છે. કાંતિક બિંદુએ સમતાપની આડી રેખા એક બિંદુમાં ફેરવાય છે. આમ આપણે જોઈએ છીએ કે આકૃતિ 5.13માં બિંદુ A વાયુમય અવસ્થા

દર્શાવે છે. D જેવું બિંદુ પ્રવાહી અવસ્થા દર્શાવે છે અને ધૂમટ(dome)-ની અંદરના બિંદુ પ્રવાહી અને વાયુમય કાર્બન ડાયોક્સાઇડ સંતુલનમાં અસ્તિત્વ ધરાવે છે. બધા જ વાયુઓને નિશ્ચિત તાપમાને સંકોચન કરતાં (સમતાપી સંકોચન) કાર્બન ડાયોક્સાઇડ જેવી જ વર્તણૂક દર્શાવે છે. ઉપરની ચર્ચા દર્શાવે છે કે વાયુઓના પ્રવાહીકરણ માટે તેમના કાંતિક તાપમાનથી નીચે ઠંડા પાડવા જોઈએ. વાયુનું કાંતિક તાપમાન એ એટલું સૌથી ઊંચું તાપમાન છે, જ્યારે વાયુનું સૌપ્રથમ વાર પ્રવાહીકરણ થાય છે. કાયમી વાયુઓ તરીકે ઓળખાતા વાયુઓ (વાયુઓ જે Z મૂલ્યમાં સતત ધન વિચલન દર્શાવે છે) ઠંડક અને ગણનાપાત્ર સંકોચન કરવા જરૂરી બને છે. સંકોચનને કરણે અણુઓને એકબીજાની નજીક લાવે છે અને ઠંડક અણુઓની હેરફરને ધીમી કરી નાંબે છે. આથી આંતરઆણીય પારસ્પરિક કિયા ખૂબ નજીક હોય અને ધીમી ગતિ કરતાં હોય તેવા અણુઓને લેગા રાખે છે અને વાયુ પ્રવાહીકરણ પામે છે.

વાયુને પ્રવાહીમાં અને પ્રવાહીને વાયુમાં ફેરવવામાં એક જ પ્રકમ જેમાં હંમેશાં એક જ કલા હાજર હોય છે તેના વડે શક્ય છે. ઉદાહરણ તરીકે આકૃતિ 5.13માં આપણે બિંદુ Aથી F સુધી ઊભા (vertically) ખસી શકીએ અને પછી બિંદુ આ સમતાપે અચળ તાપમાન 31.1°C એ સંકોચન દ્વારા બિંદુ G એ પહોંચી શકીએ છીએ અને દબાણ વધશે. હવે આપણે સીધા (vertically) નીચે D તરફ તાપમાન ઘટાડીને પહોંચી શકીએ છીએ. આપણે જેવા કાંતિક સમતાપ પર H બિંદુને ઓળંગિએ છીએ ત્યારે પ્રવાહી મળે છે. આપણે પ્રવાહી મેળવીને પૂર્ણ કરીએ છીએ, પરંતુ શ્રેષ્ઠીબદ્ધ ફેરફરોના બે કલા વિસ્તારમાંથી પસાર થતાં નથી. પ્રકમ કાંતિક તાપમાને ચાલુ રાખીએ તો પદાર્થ હંમેશાં એક જ કલામાં રહે છે.

આમ પ્રવાહી અને વાયુમય અવસ્થા વચ્ચે સાતત્ય (continuity) હોય છે. આ સાતત્યને ઓળખવા માટે પ્રવાહી કે વાયુ માટે દ્રવ (fluid) પર્યાપ્ત વપરાય છે. આમાં પ્રવાહી ખૂબ જ ઘણું વાયુ તરીકે જોઈ શકીએ. જ્યારે દ્રવ કાંતિક તાપમાન અને દબાણથી નીચે હોય ત્યારે પ્રવાહી અને વાયુ વચ્ચેનો લેદ પારખી શકાય છે. આ પરિસ્થિતિમાં પ્રવાહી અને વાયુ સંતુલન હેઠળ છે અને તેથી તે બે કલાને અલગ કરતી સપાટી જ દશ્યમાન

થાય છે. આ સપાટીની ગેરહાજરીમાં બન્ને અવસ્થાઓ વચ્ચે ભેદ કરવાનો કોઈ મૂળ રસ્તો નથી. કાંતિક તાપમાને પ્રવાહી વાયુ અવસ્થામાં અલેદ રીતે અને સતત રીતે પસાર થાય છે. બન્નેને અલગ કરતી સપાટી અદરશ થાય છે (વિભાગ 5.11.1). વાયુને કાંતિક તાપમાનથી નીચ્યા તાપમાને દબાણ લાગુ પાડીને પ્રવાહી બનાવી શકાય અને તેને પદાર્થની બાધ્ય કહે છે. કાર્બન ડાયોક્સાઇડ વાયુ કાંતિક તાપમાનથી નીચ્યે કાર્બન ડાયોક્સાઇડ બાધ્ય કહેવાય છે. કેટલાક સામાન્ય પદાર્થો માટે કાંતિક અચળાંકો કોઈક 5.4માં આપેલ છે.

કોઈક 5.4

કેટલાક પદાર્થોના કાંતિક તાપમાન અને કાંતિક દબાણ

પદાર્થ	T _c /K	p _c /bar	V _c /dm ³ mol ⁻¹
H ₂	33.2	12.97	0.0650
He	5.3	2.29	0.0577
N ₂	126.0	33.9	0.0900
O ₂	154.3	50.4	0.0744
CO ₂	304.10	73.9	0.0956
H ₂ O	647.1	220.6	0.0450
NH ₃	405.5	113.0	0.0723

કોઈકો 5.5

વાયુનો લાક્ષણિક કાંતિક તાપમાન ધરાવે છે. જે વાયુ કણો વચ્ચેના આંતરઆણવીય બળોની માત્રા પર આધાર રાખે છે. એમોનિયા અને કાર્બન ડાયોક્સાઇડના કાંતિક તાપમાન અનુક્રમે 405.5 K અને 304.10 K છે. જો તમે 500 Kથી વાયુનોના કાંતિક તાપમાન સુધી ઠંડા પાડવાનું શરૂ કરો તો ક્યો વાયુ પ્રથમ પ્રવાહીકૃત થશે ?

ઉકેલ :

એમોનિયા પ્રથમ પ્રવાહીકૃત થશે કારણ કે તેનું કાંતિક તાપમાન પહેલું આવશે. CO₂ના પ્રવાહીકરણ માટે વધારે ઠંડકની જરૂર પડશે.

5.11 પ્રવાહી અવસ્થા (Liquid State)

આંતરઆણવીય બળો વાયુમય અવસ્થા કરતાં પ્રવાહી અવસ્થામાં વધુ પ્રબળ હોય છે. પ્રવાહીના અણુઓ એકબીજાની

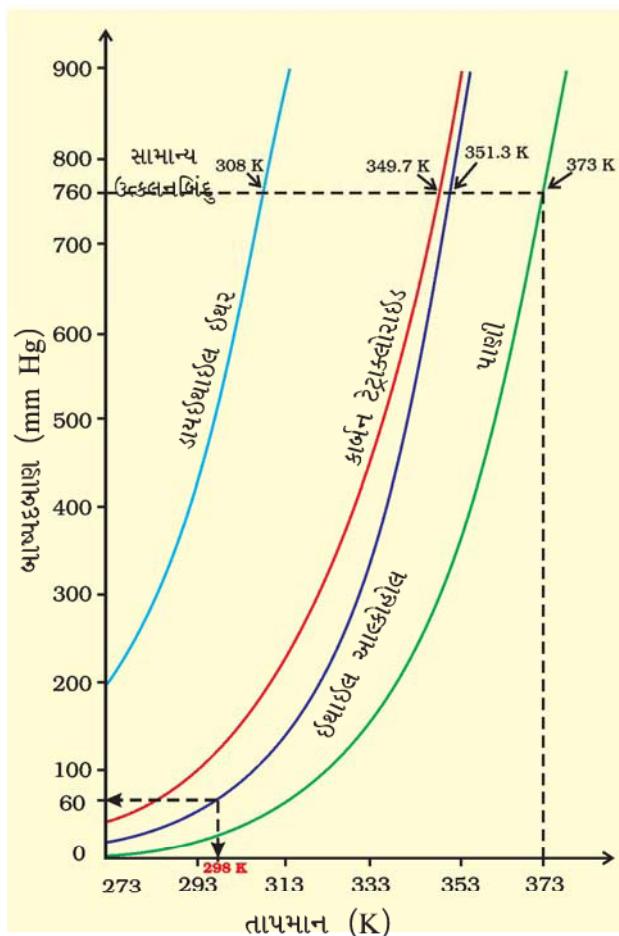
એટલા નજીક હોય છે કે તેમની વચ્ચે ખાલી અવકાશ ઘણો ઓછો હોય છે અને સામાન્ય પરિસ્થિતિમાં પ્રવાહી વાયુ કરતાં વધારે ઘણું હોય છે.

પ્રવાહીમાંના અણુઓ આંતરઆણવીય આકર્ષણ બળોને લીધે લેગા ગોઠવાઈ રહે છે. પ્રવાહીને ચોક્કસ કદ હોય છે, કારણ કે અણુઓ એકબીજાથી અલગ પડતાં નથી. પ્રવાહીના અણુઓ એકબીજાની આગળ મુક્ત રીતે ખસી શકે છે અને તેથી જ પ્રવાહી વહી શકે છે, અને તેને રેડી શકાય છે, અને તેમને જેમાં બર્ધા હોય તે પાત્રનો આકાર ધારણ કરે છે. નીચેના વિભાગોમાં પ્રવાહીના કેટલાક ભૌતિક ગુણધર્મો જેવાં કે બાધ્યદબાણ, પુષ્ટતાણ અને સ્નિગ્ઝતા વિશે જાણકારી મેળવીશું.

5.11.1 બાધ્યદબાણ (Vapour Pressure)

એક શૂન્યાવકાશ કરેલા પાત્રમાં જો અંશતઃ પ્રવાહી ભરવામાં આવે તો પ્રવાહીનો કેટલોક ભાગ બાધીભવન પામી પાત્રના બાકીના કદને ભરી દે છે. પ્રારંભમાં પ્રવાહી બાધીભવન પામે છે અને બાધ્ય વડે દીવાલો પરનું દબાણ (બાધ્યદબાણ) વધતું જાય છે અને કેટલાક સમય પછી તે અચળ થાય છે અને પ્રવાહી કલા - તથા બાધ્યકલા વચ્ચે સંતુલન સ્થપાય છે. આ તથકે જે બાધ્યદબાણ હોય તેને સંતુલન બાધ્યદબાણ અથવા સંતૃપ્ત બાધ્યદબાણ કહે છે. બાધીભવન તાપમાન પર આધારિત હોવાથી બાધ્યદબાણ દર્શાવતી વખતે તાપમાન દર્શાવવું જ જોઈએ.

જ્યારે પ્રવાહીને ખુલ્લા પાત્રમાં ગરમ કરવામાં આવે છે ત્યારે સપાટી પરથી પ્રવાહી બાધ્યમાં ફેરવાય છે. એ તાપમાને કે જ્યારે પ્રવાહીની બાધ્યનું દબાણ બાધ્ય દબાણ જેટલું જ થાય છે ત્યારે પ્રવાહીના બધા જ જથ્થામાં બાધીભવન થઈ શકે છે અને બાધ્ય પર્યાવરણમાં (surrounding) મુક્તપણે વિસ્તરે છે. બધા જ પ્રવાહીમાં બાધ્યની મુક્ત બાધીભવનની સ્થિતિને ઉત્કલન કહે છે. જે તાપમાને પ્રવાહીનું બાધ્યદબાણ બાધ્યદબાણ જેટલું થાય છે ત્યારે તે તાપમાનને ઉત્કલનબિંદુ કહેવાય છે. આકૃતિ 5.14(પેજ નં-155)માં કેટલાક સામાન્ય પ્રવાહીના જુદા જુદા તાપમાને બાધ્યદબાણ આપ્યા છે. 1 વાતાવરણ દબાણે ઉત્કલનબિંદુને સામાન્ય ઉત્કલનબિંદુ કહે છે. જો દબાણ 1 bar હોય તો ઉત્કલનબિંદુને પ્રવાહીનું પ્રમાણિત ઉત્કલનબિંદુ કહે છે. પ્રમાણિત ઉત્કલનબિંદુ સામાન્ય ઉત્કલનબિંદુ કરતાં



આકૃતિ 5.14 કેટલાક સામાન્ય પ્રવાહીના બાધ્યદબાણ વિરુદ્ધ તાપમાનના વક્ક

થોડું ઓછું હોય છે. કારણ કે 1 bar દબાણ એવા વાતાવરણ દબાણ કરતાં ઓછું હોય છે. પાણીનું સામાન્ય ઉત્કલનબિંદુ 100 °C (373 K) છે અને પ્રમાણિત ઉત્કલનબિંદુ 99.6 °C (372.6 K) છે.

વધારે ઊંચાઈવાળી જગ્યાએ વાતાવરણ દબાણ ઓછું હોય છે. આથી પ્રવાહી દરિયાની સપાટીથી વધારે ઊંચાઈ પર નીચા તાપમાને ઉકળે છે. ટેકરીઓ પર પાણી નીચા તાપમાને ઉકળે છે, માટે ખોરાક રંધવા માટે પ્રેશર ફૂકરનો ઉપયોગ થાય છે. હોસ્પિટલના વાઢકાપના સાધનોને ઓટોકલેવમાં જંતુમુક્ત કરવામાં આવે છે, જ્યાં પાણીનું ઉત્કલનબિંદુ વાતાવરણના દબાણથી ઊંચા દબાણો વજન ધરાવતા દ્વારના ઉપયોગથી વધારાય છે.

બંધપાત્રમાં પાણીને ગરમ કરતાં તે ઉકળતું નથી. ગરમ કરવાથી બાધ્ય દબાણ સતત વધ્યા જ કરે છે. શરૂઆતમાં પ્રવાહી અને બાધ્ય વચ્ચે સ્પષ્ટ સીમા દેખાય છે કારણ કે પ્રવાહી વાયુ કરતાં વધારે ઘડ્યું હોય છે. તાપમાન જેમ જેમ વધે છે તેમ તેમ વધારે

અણુ બાધ્ય કલામાં જાય છે અને બાધ્યની ઘનતા વધે છે. તે જ સમયે પ્રવાહી ઓછું ઘટ થાય છે અને તે વિસ્તરે છે. કારણ કે અણુઓ એકબીજાથી અલગ ઘૂમે છે. જ્યારે પાણીની ઘનતા અને બાધ્યની ઘનતા સરખા થાય છે ત્યારે પ્રવાહી અને બાધ્ય વચ્ચેની સીમા (સરહદ) અદૃશ્ય થાય છે. આ તાપમાનને કાંતિક તાપમાન કહે છે. જેની આપણે વિભાગ 5.10માં ચર્ચો કરી ગયા છીએ.

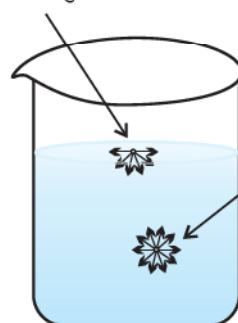
5.11.2 પૃષ્ઠતાણ (Surface Tension)

એ ખૂબ જ જાણીતું છે કે પ્રવાહી પાત્રનો આકાર ધારણ કરે છે તો શા માટે પારાના નાના ટીપાં સપાટી પર પ્રસરી જવાને બદલે ગોળાકાર મણકા (bead) બનાવે છે. નદીના તળિયે રહેલા માટીના કણો શા માટે અલગ અલગ રહે છે પણ જ્યારે બહાર કાઢીએ છીએ ત્યારે ભેગા થઈ જાય છે? પાતળી કેશાકર્ષણ નળી પ્રવાહીની સપાટીને અડકે છે ત્યારે પ્રવાહી શા માટે તેમાં ઉપર ચઢે છે? (અથવા નીચે પડે છે) આ બધી જ ઘટનાઓ પ્રવાહીના એક લાક્ષણિક ગુણધર્મને કારણે છે જેને પૃષ્ઠતાણ કહે છે. પ્રવાહીના જથ્થામાં અણુ બધી જ બાજુથેથી એકસરખું આંતરાણવીય બળ અનુભવે છે. આથી અણુ કોઈ ચોખ્યું (net) બળ અનુભવતું નથી, પરંતુ સપાટી પરના અણુ પરનું ચોખ્યું આકર્ષણ બળ પ્રવાહીની અંદરની તરફ તેમના અણુઓને કારણે હોય છે (આકૃતિ 5.15). તેની ઉપર અણુઓ હોતા નથી.

પ્રવાહી તેમની સપાટીનું ક્ષેત્રફળ ઓછું કરવાના વલાણ તરફ હોય છે. સપાટી પરના અણુઓ ચોખ્યું નીચે લાગતું બળ અનુભવે છે અને તેમની ઊર્જા જથ્થામાંના અણુ કરતાં વધારે હોય છે જે

સપાટી પરના અણુ:

પ્રવાહીમાં ચોખ્યું આકર્ષણ



આકૃતિ 5.15 પ્રવાહી સપાટી પરના અણુ પર લાગતું બળ અને પ્રવાહીની અંદરના અણુ પર લાગતું બળ

ચોખ્યું બળ અનુભવતા નથી. આથી પ્રવાહી તેમની સપાટી પર ઓછામાં ઓછી સંખ્યામાં અણુઓ હોવાનું વલણ ધરાવે છે. જો પ્રવાહીની સપાટી જથ્થામાંથી અણુને ખેંચીને વધારવામાં આવે તો લાગતા આકર્ષણ બળોની ઉપરવટ થવું પડે છે. આ ઊર્જાનો ખર્ચ કરશે. પ્રવાહીની સપાટીનું ક્ષેત્રફળ વધારવા માટે એક એકમ ઊર્જા જરૂરી બને છે. તેને સપાટી ઊર્જા કહે છે. તેના પરિમાણ Jm^{-2} છે. પૃષ્ઠતાણની વ્યાખ્યા આ પ્રમાણે આપી શકાય. પૃષ્ઠતાણ પ્રવાહીની સપાટી પર દોરેલા લંબની એકમ લંબાઈ પર લાગતું બળ છે. તે ગ્રેક અક્ષર γ (ગેમા)થી દર્શાવાય છે અને તેનો પરિમાણ $kg s^{-2}$ અને SI એકમ Nm^{-1} છે. પ્રવાહીની સૌથી નીચી ઊર્જા અવસ્થા ત્યારે હશે, જ્યારે સપાટી ક્ષેત્રફળ નિભન્તમ હશે ત્યારે ગોળાકાર આકાર આ શરતને સંતોષે છે. આથી જ પારાના બિંદુઓનો આકાર ગોળાકાર હોય છે. આથી જ કાચની તીણી ધારોને લીસી બનાવવા માટે તેમને ગરમ કરવામાં આવે છે. ગરમ કરવાથી કાચ પીગળે છે અને પ્રવાહીની સપાટી ગોળાકાર આકાર ધરાવવાનું વલણ રાખે છે. જેને લીધે ધારો લીસી બને છે. આને કાચનું અજિન પોલિશિંગ (fire polishing) કહે છે.

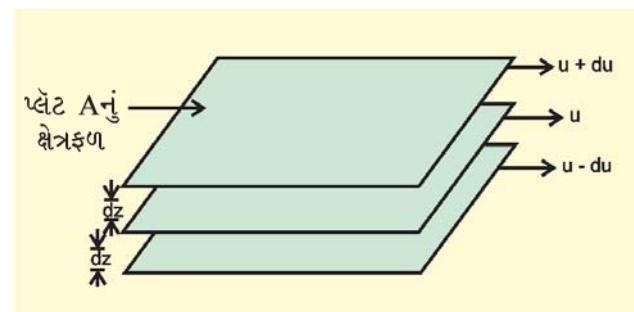
પૃષ્ઠતાણને લીધે પ્રવાહી કેશાકર્ષણ નજીમાં ઉપર ચઢવાનું અથવા નીચે ઉત્તરવાનું વલણ દર્શાવે છે. પ્રવાહી વસ્તુઓને ભીની કરે છે, કારણ કે તેમની સપાટી પર પાતળા પડ તરીકે તે ફેલાઈ જાય છે. ભીની માટીના કણો એકબીજા તરફ ખેંચાયેલા રહે છે, કારણ કે પાઇની પાતળા પડની સપાટીનું ક્ષેત્રફળ ઘટે છે. પ્રવાહીની સપાટીને ખેંચવાનો ગુણાધર્મ આપવાનું કાર્ય પૃષ્ઠતાણ કરે છે. સપાટ સપાટી પર નાના બિંદુ ગુરુત્વને કારણે થોડા સપાટ બને છે, પરંતુ ગુરુત્વમુક્ત વાતાવરણમાં તે સંપૂર્ણપણે ગોળાકાર હોય છે.

પ્રવાહીના પૃષ્ઠતાણની માત્રા અણુઓ વચ્ચેના આકર્ષણ બળોની માત્રા પર આધાર રાખે છે, જ્યારે આકર્ષણ બળો વધારે હોય છે ત્યારે પૃષ્ઠતાણ વધારે હોય છે. તાપમાનનો વધારો ગતિજ ઊર્જમાં વધારો કરે છે અને આંતરાઓઓની અસરકારકતા ઘટાડે છે. તેથી તાપમાન વધારવાથી પૃષ્ઠતાણ ઘટે છે.

5.11.3 સ્નિગ્ધતા (Viscosity)

આ પ્રવાહીનો એક લાક્ષણિક ગુણાધર્મ છે, જ્યારે પ્રવાહી એકબીજા પર ખસીને વહે છે ત્યારે પ્રવાહીના સ્તરો વચ્ચે આંતરિક ઘર્ષણને લીધે ઉત્પન્ન અવરોધના માપનને સ્નિગ્ધતા કહે છે. અણુઓ વચ્ચેના પ્રબળ આંતરાઓઓની બળો તેમને બેગા રાખે છે અને સ્તરોને એકબીજા પર ખસવામાં અવરોધ ઊભો કરે છે.

જ્યારે પ્રવાહી નિશ્ચિત સપાટી પર વહે ત્યારે સપાટીની તદ્દન નજીકની સંપર્ક સપાટીમાં અણુઓનું સ્તર સ્થિર હોય છે. ઉપરના સ્તરનો વેગ સ્થિર (fixed) સ્તરનું અંતર વધે છે ત્યારે વધે છે. આ પ્રકારનો પ્રવાહ જેમાં એક સ્તરમાંથી બીજા સ્તરમાં નિયમિત વેગમાં પ્રવણતા (વધારો)(gradation)ને પટલીય પ્રવાહ (laminar flow) કહે છે. આપણે કોઈ સ્તરને પસંદ કરીએ (આફ્ક્રુટિ 5.16) તેની ઉપરનું સ્તર તેનો પ્રવાહ વધારે છે અને તેનું નીચેનું સ્તર પ્રવાહ ઘટાડે છે.



આફ્ક્રુટિ 5.16 પટલીય પ્રવાહમાં વેગની પ્રવણતા

જો dz અંતરે સ્તરની ગતિ du જેટલા મૂલ્યથી બદલાય તો વેગ પ્રવણતા $\frac{du}{dz}$ તરીકે આપી શકાય. સ્તરોના પ્રવાહને જાળવી રાખવા માટે બળ જરૂરી હોય છે. આ બળ સ્તરના સંપર્કના ક્ષેત્રફળ અને વેગ પ્રવણતાના ગુણાકારને સમપ્રમાણ હોય છે એટલે કે,

$$F \propto A \quad (A \text{ સંપર્કનું ક્ષેત્રફળ છે.)$$

$$F \propto \frac{du}{dz} \quad (\જ્યાં, \frac{du}{dz} \text{ વેગ પ્રવણતા છે;}$$

અંતર સાથે વેગમાં ફેરફાર)

$$F \propto A \frac{du}{dz}$$

$$\Rightarrow F = \eta A \frac{du}{dz}$$

જ્યાં 'ગ' સમપ્રમાણતા અચળાંક છે. જેને સ્નિગ્ધતાનો ગુણાંક કહે છે. સ્નિગ્ધતા ગુણાંક વેગ પ્રવાણતા એક હોય અને સંપર્કનું ક્ષેત્રફળ એકમ ક્ષેત્રફળ હોય ત્યારનું બળ છે. ગ સ્નિગ્ધતાનું માપન છે અને સ્નિગ્ધતા ગુણાંકનો એકમ $1 \text{ ન્યુટન સેકન્ડ પ્રતિ ચોરસ મીટર} (\text{Nsm}^{-2}) = \text{પાસ્કલ સેકન્ડ} (\text{Pa s} = 1 \text{ kg m}^{-1}\text{s}^{-1})$. CGS પદ્ધતિમાં સ્નિગ્ધતા ગુણાંકનો એકમ પોઇસ (મહાન વૈજ્ઞાનિક જીન લાઉઝી પોઇસલી (Jean Louise Poiseuille)ની પાદમાં) છે.

$$1 \text{ poise} = 1 \text{ g cm}^{-1}\text{s}^{-1} = 10^{-1} \text{ kg m}^{-1}\text{s}^{-1}$$

જેટલી વધારે સ્નિગ્ધતા તેટલું પ્રવાહી ધીમું વહેશે.

હાઇડ્રોજન બંધ અને વાન્ડ ડર વાલ્સ બળો ઊંચી સ્નિગ્ધતા માટે કારણરૂપ હોય છે. કાચ અતિશય સ્નિગ્ધ પ્રવાહી છે. એ એટલો સ્નિગ્ધ છે કે તેના ઘણા ગુણાધર્મો ઘન પદાર્થ સાથે સામ્યતા ધરાવે છે. કાચનો વહેન થવાનો ગુણાધર્મ જૂના મકાનોની બારીઓની જાડાઈનું માપન કરીને અનુભવી શકાય. તેઓ ઉપર કરતાં તળિયે વધારે જાડા હોય છે.

તાપમાન વધે તેમ પ્રવાહીની સ્નિગ્ધતા ઘટે છે, કારણ કે ઊંચા તાપમાને અણુઓ ઊંચી ગતિજ ઊર્જા ધરાવે છે અને સ્તરો વચ્ચે એકબીજા પરથી પસાર થવામાં આંતરઆંગ્વીય બળોને ઉપરવટ થઈ જાય છે.

સારાંશ

દ્રવ્યના કણો વચ્ચે આંતરઆંગ્વીય આકર્ષણ બળો કાર્ય કરે છે. આ બળો બે એકબીજાથી વિરુદ્ધ ભારવાળા આયનો વચ્ચે ઉદ્ભબતા સ્થિરવિદ્યુતીય બળોથી અલગ પડે છે. ઉપરાંત આ બળોમાં સહસંયોજક બંધ દ્વારા સહસંયોજક આણુમાં પરમાણુઓને ભેગા રાખતા બળોનો પણ સમાવેશ થતો નથી. ઉખીય ઊર્જા અને આંતરઆંગ્વીય પારસ્પરિક કિયા વચ્ચેની હરીફાઈ દ્રવ્યની અવસ્થા નક્કી કરે છે. દ્રવ્યના 'જથ્થાત્મક' ગુણાધર્મો જેવાં કે વાયુઓની વર્તણૂક, ઘન અને પ્રવાહીની ખાસિયતો અને અવસ્થામાં ફેરફાર ઘટક કણોની ઊર્જા પર અને તેમની વચ્ચેની પારસ્પરિક કિયાઓના પ્રકાર પર આધાર રાખે છે. પદાર્થના રાસાયણિક ગુણાધર્મો અવસ્થામાં ફેરફાર સાથે બદલાતા નથી, પરંતુ તેમની પ્રક્રિયાત્મકતા તેમની ભૌતિક અવસ્થા પર આધાર રાખે છે.

વાયુ અણુઓ વચ્ચે પારસ્પરિક બળો નગણ્ય (nihilvast) હોય છે અને તે રાસાયણિક સ્વભાવથી લગભગ સ્વતંત્ર છે. કેટલીક અવલોકનીય ગુણાધર્મો જેમકે દબાણ, કદ, તાપમાન અને દળનો એકબીજા પરના આધાર (interdependence) પરથી જુદા જુદા વાયુ નિયમો વાયુઓના પ્રાયોગિક અભ્યાસ પરથી મેળવવામાં આવ્યા. બોઈલનો નિયમ નિવેદિત કરે છે કે સમતાપી પરિસ્થિતિમાં નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુનું દબાણ તેના કદના વસ્ત પ્રમાણમાં હોય છે. ચાર્લ્સનો નિયમ સમભારીય (isobaric) પરિસ્થિતિમાં કદ અને નિરપેક્ષ તાપમાન વચ્ચેનો સંબંધ છે. તે નિવેદિત કરે છે કે નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુનું કદ નિરપેક્ષ તાપમાનના સમપ્રમાણમાં હોય છે ($V \propto T$) જો વાયુની અવસ્થાને p_1 , V_1 અને T_1 વડે $2\sqrt{2}$ કરવામાં આવે અને તે બીજી અવસ્થામાં p_2 , V_2 અને T_2 એ ફેરવાય તો આ બન્ને અવસ્થાઓ વચ્ચેનો સંબંધ સંયુક્ત વાયુ નિયમો પ્રમાણે આપી શકાય.

જેથી, $\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$. જો આમાંના કોઈ પણ પાંચ ચલો (variables) જાણતા હોઈએ તો બાકીનો કોઈ પણ ચલ નક્કી કરી શકીએ છીએ. એવોગેડ્રો નિયમ નિવેદિત કરે છે કે બધા જ વાયુઓના સમાન કદ, સમાન તાપમાન અને દબાણની પરિસ્થિતિમાં સરખી સંખ્યામાં અણુ ધરાવે છે. ડાલ્ટનનો આંશિક દબાણનો નિયમ નિવેદિત કરે છે કે એકબીજા પ્રક્રિયા ન કરતા વાયુઓ માટે કુલ દબાણ દરેક વાયુના આંશિક દબાણના સરવાળા બરાબર થાય છે. આમ, $p = p_1 + p_2 + p_3 + \dots$ દબાણ, તાપમાન, કદ અને વાયુઓના મોલની સંખ્યા વચ્ચેના તેની અવસ્થાનું વર્ણન કરે છે અને તેને વાયુનું અવસ્થા સમીકરણ કહે છે. આદર્શ વાયુ માટે અવસ્થા સમીકરણ $pV = nRT$ છે. જ્યાં R વાયુ અચળાંક છે અને તેનું મૂલ્ય દબાણ, તાપમાન અને કદ માટે પસંદ કરાયેલા એકમો પર આધાર રાખે છે.

ઊંચા દબાણે અને નીચા તાપમાને આંતરઆંગ્વીય બળો વાયુના અણુઓ વચ્ચે પ્રબળતાપૂર્વક કાર્ય કરતાં થાય છે કારણ કે તેઓ એકબીજાની નજીક આવે છે. યોગ્ય તાપમાન અને દબાણ હેઠળની પરિસ્થિતિમાં વાયુઓનું પ્રવાહીકરણ થઈ શકે છે. પ્રવાહીની નાના કદ અને પ્રબળ આંગ્વીય આકર્ષણોના વિસ્તારમાં વાયુ અવસ્થાના સાતત્ય (continuation) તરીકે ગણી શકાય. પ્રવાહીના કેટલાક ગુણાધર્મો. દા.ત., પૃષ્ઠતાણ અને સ્નિગ્ધતા પ્રબળ આંતરઆંગ્વીય આકર્ષણ બળોને લીધે હોય છે.

સ્વાધ્યાય

- 5.1 500 dm^3 હવાનું 1 bar દબાણે સંકોચન કરી 200 dm^3 કરવા માટે 30°C તાપમાને નિભન્તમ કેટલું દબાણ જોઈશે ?
- 5.2 120 mLની ક્ષમતા ધરાવતું એક પાત્ર 35°C તાપમાને અને 1.2 bar દબાણે અમુક વાયુ ધરાવે છે. આ વાયુને બીજા 180 mL ફ્લાસ્કમાં 35°C તાપમાને ભરવામાં આવ્યો. તેનું દબાણ કેટલું હશે ?
- 5.3 અવસ્થા સમીકરણ $pV = nRT$ નો ઉપયોગ કરીને દર્શાવો કે આપેલ તાપમાને વાયુની ઘનતા તે વાયુના દબાણને સમપ્રમાણ છે.
- 5.4 0°C તાપમાને વાયુના એક ઓક્સાઇડની ઘનતા 2 bar દબાણે છે તે 5 bar દબાણે રહેલા ડાયનાઇટ્રોજનના જેટલી છે. ઓક્સાઇડનું આણીય દળ કેટલું હશે ?
- 5.5 એક આદર્શ વાયુ A ના 1 gનું દબાણ 27°C તાપમાને 2 bar જણાયું છે. બીજા આદર્શ વાયુ Bના 2 g તે જ તાપમાને તે જ ફ્લાસ્કમાં દાખલ કરવામાં આવે છે ત્યારે દબાણ 3 bar થાય છે. તેમના આણીયદળ વચ્ચેનો સંબંધ શોધો.
- 5.6 એક ગટર સાફ્ કરનાર પદાર્થ ટ્રેઇનેક્સ થોડા ઘણા પ્રમાણમાં એલ્યુમિનિયમ ધરાવે છે. તે કોસ્ટિક સોડા સાથે પ્રક્રિયા કરી ડાયનાઇટ્રોજન ઉત્પન્ન કરે છે. જો 0.15 g એલ્યુમિનિયમ પ્રક્રિયા કરે તો 20°C તાપમાન અને એક bar દબાણે ડાયનાઇટ્રોજન વાયુનું કેટલું કદ મળશે ?
- 5.7 9 dm^3 ના ફ્લાસ્કમાં 27°C તાપમાને 3.2 g મિથેન અને 4.4 g કાર્బન ડાયઓક્સાઇડના મિશ્રણ વડે કેટલું દબાણ ઉત્પન્ન થશે ?
- 5.8 0.5 L H_2 , 0.8 bar દબાણે અને 2.0 L ડાયઓક્સિજન 0.7 bar દબાણે, એક લિટર કદ ધરાવતા પાત્રમાં 27°C તાપમાને દાખલ કરવામાં આવ્યા. વાયુમય મિશ્રણનું દબાણ કેટલું થશે ?
- 5.9 27°C તાપમાને અને 2 bar દબાણે વાયુની ઘનતા 5.46 g/dm^3 જણાઈ છે. STP એ કેટલી ઘનતા હશે ?
- 5.10 546°C તાપમાને અને 1.0 bar દબાણે 34.05 mL ફોસ્ફરસ બાઘનું વજન 0.0625 g થાય છે. ફોસ્ફરસનું મોલર દળ કેટલું હશે ?
- 5.11 એક વિદ્યાર્થી ગોળ તણિયાવાળા ચંબુમાં 27°C તાપમાને પ્રક્રિયા મિશ્રણ ઉમેરવાનું ભૂલી ગયો, પરંતુ તેને/તેણીએ ફ્લાસ્કને જ્યોત પર મૂક્યો. થોડા સમય ગયા બાદ તેને તેની ભૂલનું જ્ઞાન લાધ્યું અને પાયરોમીટરની મદદથી ફ્લાસ્કનું તાપમાન માણ્યું તો 477°C જણાયું. હવાનો કેટલો ભાગ (અંશ) તેમાંથી બહાર નીકળી ગયો હશે ?
- 5.12 3.32 bar દબાણે 5 dm^3 કદ ધરાવતા 4.0 mol વાયુનું તાપમાન ગણો. ($R = 0.083 \text{ bar dm}^3 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$).
- 5.13 1.4 g ડાયનાઇટ્રોજન વાયુમાં રહેલા કુલ ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ગણો.
- 5.14 એક સેકન્ડમાં ઘઉના 10^{10} દાણા જો વહેંચવામાં આવે તો એક એવોગ્ઝ્રો અંક જેટલા દાણા વહેંચતા કેટલો સમય લાગશે ?
- 5.15 8 g ડાયઓક્સિજન અને 4 g ડાયનાઇટ્રોજનના મિશ્રણનું 1 dm^3 વાળા પાત્રમાં 27°C તાપમાને કુલ દબાણ ગણો. ($R = 0.083 \text{ bar dm}^3 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$).
- 5.16 નીતિભાર (pay load)ને વિસ્થાપિત હવાના દળ અને બલૂનના દળના તફાવત તરીકે વ્યાખ્યાયિત કરવામાં આવે છે. જો 10 m ત્રિજ્યા અને 100 kg દળ ધરાવતું બલૂન 1.66 bar દબાણે અને 27°C તાપમાને હિલિયમ વડે ભરવામાં આવ્યું. તો નીતિભાર (pay load) ગણો. (હવાની ઘનતા = 1.2 kg m^{-3} અને $R = 0.083 \text{ bar dm}^3 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$).
- 5.17 31.1°C તાપમાન અને 1 bar દબાણે 8.8 g CO_2 વડે રોકાયેલ કદ ગણો. ($R = 0.083 \text{ bar L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$.)
- 5.18 સમાન દબાણે 2.9 ગ્રામ એક વાયુ 95°C તાપમાને, 0.184 g ડાયનાઇટ્રોજન 17°C તાપમાને સરખું કદ રોકે તો વાયુનું મોલર દળ કેટલું હશે ?
- 5.19 ડાયનાઇટ્રોજન અને ડાયઓક્સિજનનું મિશ્રણ એક bar દબાણે ડાયનાઇટ્રોજનના 20% જેટલું વજન ધરાવે છે. ડાયનાઇટ્રોજનનું વિલાગીય દબાણ ગણો.

- 5.20 pV^2T^2/n રાશિ માટે SI એકમ શું હશે ?
- 5.21 ચાર્લ્સ નિયમના શરૂઆતી સમજવો કે શા માટે -273°C સૌથી નીચું શક્ય તાપમાન છે ?
- 5.22 કર્બન ડયોક્સાઇડ અને મિથેનના કાંતિક તાપમાન અનુક્રમે 31.1°C અને -81.9°C છે. આમાંના કોના આંતરભાગવીય બળો વધુ મજબૂત હશે અને શા માટે ?
- 5.23 વાન્ડ વાલ્સ પ્રાયલોની ભौતિક સાર્થકતા (અગત્ય) સમજવો.

ઉષ્માગતિશાસ્ત્ર (Thermodynamics)

હેતુઓ :

આ એકમના અભ્યાસ પછી તમે...

- પ્રણાલી અને પર્યાવરણ પર્યાયો સમજાવી શકશો.
- બંધ, ખુલ્લી અને નિરાળી પ્રણાલી વચ્ચે લેટ પાડી શકશો.
- આંતરિક ઊર્જા, કાર્ય અને ઉષ્મા સમજાવી શકશો.
- ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમનું નિવેદન કરી શકશો અને ગાણિતીય રૂપ દર્શાવી શકશો.
- રાસાયણિક પ્રણાલીઓમાં ઊર્જાના ફેરફારોની ગણતરીઓને કાર્ય અને ઉષ્માના ફાળા રૂપે સમજાવી શકશો.
- અવસ્થા વિધેયો, U , H સમજાવી શકશો.
- ΔU અને ΔH વચ્ચે સહસંબંધ રજૂ કરી શકશો.
- ΔU અને ΔH પ્રાયોગિક રીતે નક્કી કરી શકશો.
- ΔH ની પ્રમાણિત અવસ્થા વ્યાખ્યાપિત કરી શકશો.
- જુદા જુદા પ્રકારની પ્રક્રિયાઓના એન્થાલ્પી ફેરફાર ગણી શકશો.
- હેસના અચળ ઉષ્મા સંકલનના નિયમનું નિવેદન કરી શકશો અને અનુપ્રયોગ કરી શકશો.
- માત્રાત્મક અને વિશિષ્ટ ગુણધર્મો વચ્ચે લેટ પાડી શકશો.
- સ્વયંસ્કૃતિ (સ્વયંભૂ) અને બિનસ્વયંસ્કૃતિ (બિનસ્વયંભૂ) પ્રકમોને વ્યાખ્યાપિત કરી શકશો.
- એન્ટ્રોપીને ઉષ્માગતિય અવસ્થા વિધેય તરીકે સમજાવી શકશો અને સ્વયંસ્કૃતણ માટે લાગુ પાડી શકશો.
- ગીબસ મુક્ત ઊર્જા ફેરફાર (ΔG) સમજાવી શકશો.
- ΔG અને સ્વયંસ્કૃતણ અને ΔG અને સંતુલન અચળાંક વચ્ચે સંબંધો પ્રસ્તાવિત કરી શકશો.

“આ સાર્વત્રિક અંતર્વસ્તુ (content)નો માત્ર ભૌતિકવાદ છે જે પાયાની સંકલ્પનાઓના અનુપ્રયોગ (ઉપયોગ)ના ફાંચામાં છે, તેની મને ખાતરી છે કે તે કદ્દી પણ નકારી શકાશે નહિએ.”

— આલ્બર્ટ આઈન્સ્ટાઇન (Albert Einstein)

જ્યારે મિથેન, રાંધણ ગેસ અથવા કોલસો બળો છે ત્યારે થતી રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ દરમિયાન અણુઓ વડે સંગ્રહ કરાયેલ રાસાયણિક ઊર્જા, ઉષ્મા તરીકે છૂટી પડે છે. રાસાયણિક ઊર્જાનો ઉપયોગ યાંત્રિક કાર્ય કરવામાં જ્યારે બળતણ એન્જિનનમાં બળો છે ત્યારે અથવા ગેલ્વેનિક કોષ દ્વારા વિદ્યુતીય ઊર્જા પૂરી પાડવામાં કરી શકાય છે. આમ ઊર્જાના જુદા જુદા સ્વરૂપો એકબીજા સાથે સંબંધિત છે અને અમુક પરિસ્થિતિઓમાં તેને એક સ્વરૂપમાંથી બીજા સ્વરૂપમાં ફેરવી શકાય છે. આ ઉષ્મા પરિવર્તનનો અભ્યાસ ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનું વિષયવસ્તુ બને છે. ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના નિયમો સ્થૂળ પ્રણાલીના ઊર્જા વિનિમય સાથે સંકળ્યાયલ છે જેમાં ઘણી સંખ્યામાં અણુઓ સમાયેલા હોય, નહિ કે થોડા અણુ ધરાવતી સૂક્ષ્મ પ્રણાલી. ઉષ્માગતિશાસ્ત્ર આ ઊર્જા રૂપાંતર કેવી રીતે કરવામાં આવ્યા અને કેટલા દરથી થયા તેની સાથે સંકળાયેલ નથી, પરંતુ ફેરફાર અનુભવતી પ્રણાલીના પ્રારંભિક અને અંતિમ અવસ્થાઓ પર આધારિત હોય છે. ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના નિયમો પ્રણાલી જ્યારે સંતુલનમાં હોય અથવા એક સંતુલન અવસ્થામાંથી બીજી સંતુલન અવસ્થામાં ફેરવાય તેને લાગુ પડે છે. સ્થૂળદર્શિય ગુણધર્મો જેવા કે દબાણ અને તાપમાન સંતુલન અવસ્થામાં સમય સાથે બદલાતા નથી. આ એકમમાં આપણે ઉષ્માગતિશાસ્ત્ર દ્વારા કેટલાક અગત્યના પ્રશ્નોના ઉત્તર આપીશું.

રાસાયણિક પ્રક્રિયા/પ્રકમમાં સમાવિષ્ટ ઊર્જા ફેરફાર કેવી રીતે નક્કી કરી શકીએ ? તે થશે કે નહિ ?

રાસાયણિક પ્રક્રિયા કે પ્રકમને કોષ પ્રેરે છે (drives) ?

કેટલા પ્રમાણમાં રાસાયણિક પ્રક્રિયા આગળ ધ્યે છે ?

6.1 ઉદ્ઘાગતિય પર્યાયો (Thermodynamic Terms)

આપણે રાસાયનિક પ્રક્રિયામાં અને તેની સાથે સંકળાયેલ ઊર્જાના ફેરફારોમાં રસ ધરાવીએ છીએ. આ માટે આપણને કેટલાક ઉદ્ઘાગતિય પર્યાયો જાણવાની જરૂરિયાત હોય છે. તેમની ચર્ચા નીચે કરેલ છે.

6.1.1 પ્રણાલી અને પર્યાવરણ (The System and the Surrounding)

ઉદ્ઘાગતિશાસ્ત્રમાં પ્રણાલીનો અર્થ એમ છે કે એ વિશ્વનો એ ભાગ છે જેમાં આપણે અવલોકન કરીએ છીએ અને બાકીનું વિશ્વ પર્યાવરણમાં સમાવિષ્ટ થાય છે. પર્યાવરણ પ્રણાલી સિવાય સમગ્ર વિશ્વનો સમાવેશ કરે છે.

$$\text{વિશ્વ} = \text{પ્રણાલી} + \text{પર્યાવરણ}$$

પ્રણાલીમાં થતા ફેરફારને લિધે પ્રણાલી સિવાયના વિશ્વને અસર થતી નથી. આથી પ્રાયોગિક (વ્યવહાર) હેતુસર પર્યાવરણ બાકીના વિશ્વનો એ ભાગ છે જે પ્રણાલી સાથે આંતરક્રિયા કરી શકે છે. સામાન્ય રીતે, પ્રણાલીની પડોશમાંના અવકાશનો વિસ્તાર પર્યાવરણ રચે છે.

ઉદાહરણ તરીકે, આપણે A અને B બે પદાર્થો વચ્ચે એક બીકરમાં પ્રક્રિયાનો અભ્યાસ કરતાં હોઈએ તો, પ્રક્રિયા મિશ્રણ ધરાવતું બીકર પ્રણાલી છે અને ઓરડો કે જેમાં બીકર રાખેલું છે તે પર્યાવરણ છે (આદૃતિ 6.1).



આદૃતિ 6.1 પ્રણાલી અને પર્યાવરણ

એ નોંધો કે પ્રણાલીને બીકર કે ટેસ્ટટયૂબ જેવી ભૌતિક સીમાઓથી વ્યાખ્યાયિત કરી શકાય અથવા પ્રણાલી સરળ રીતે વ્યાખ્યાયિત કરી શકાય કે તે કાર્ટેજિયન અંશો જે અવકાશમાં અમુક કદને નિર્દેશિત કરે છે તેનો સેટ છે. એ જરૂરી છે કે આપણે પ્રણાલીને પર્યાવરણથી કોઈ એક દીવાલ કે જે સાચી અથવા કાલ્યનિક હોય તેના વડે અલગ કરેલ

* આપણે માત્ર પ્રક્રિયકોને જ પ્રણાલી તરીક પસંદ કરી શક્યા હોત. આમ હોત તો બીકરની દીવાલો સીમા તરીકે વર્તત.

હોય છે. દીવાલ કે જે પ્રણાલી અને પર્યાવરણને અલગ કરે છે તેને સીમા (હદ) (boundary) કહે છે. આ પ્રકારની રચના આપણને પ્રણાલીમાં અથવા બહાર દ્વય તથા ઊર્જાની ફેરફારને નિયંત્રિત કરવા અથવા તેમનો માર્ગ જાણવામાં ઉપયોગી થાય છે.

6.1.2 પ્રણાલીના પ્રકાર (Types of the System)

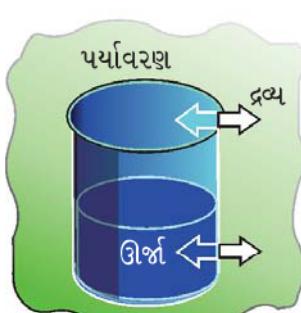
પ્રણાલીમાં અંદર કે બહાર જતા દ્વય અને ઊર્જાના સંચલન પ્રમાણે પ્રણાલીનું વર્ગીકરણ કરી શકીએ.

1. ખુલ્લી પ્રણાલી :

ખુલ્લી પ્રણાલીમાં પ્રણાલી અને પર્યાવરણની વચ્ચે દ્વય અને ઊર્જાનો વિનિમય થાય છે (આદૃતિ 6.2(a)). ખુલ્લા બીકરમાં પ્રક્રિયકોની હાજરી ખુલ્લી પ્રણાલી*નું ઉદાહરણ છે. અહીંથા સીમા એક કાલ્યનિક સપાટી છે જે બીકર અને પ્રક્રિયકોને સમાવે છે.

2. બંધ પ્રણાલી :

બંધ પ્રણાલીમાં દ્વયનો વિનિમય થતો નથી પણ ઊર્જાનો વિનિમય પ્રણાલી અને પર્યાવરણ વચ્ચે થાય છે (આદૃતિ 6.2(b)). કોપર અને સ્ટીલ જેવા વહન કરતાં પદાર્થોના બંધ પાત્રમાં રાખેલા પ્રક્રિયકો બંધ પ્રણાલીનું ઉદાહરણ છે.



(a) ખુલ્લી પ્રણાલી



(b) બંધ પ્રણાલી



(c) નિરાણી પ્રણાલી

આદૃતિ 6.2 ખુલ્લી, બંધ અને નિરાણી પ્રણાલી

3. નિરાળી પ્રણાલી :

નિરાળી પ્રણાલીમાં દ્રવ્ય અથવા ઊર્જમાંથી કોઈનો પણ પ્રણાલી અને પર્યાવરણ વચ્ચે વિનિમય થતો નથી (આકૃતિ 6.2(c)). થર્મોસ ફ્લાસ્કમાં રહેલા પ્રક્રિયકો અથવા કોઈ ઉભારોધક (insulated) બંધપાત્રમાં રહેલા પ્રક્રિયકો નિરાળી પ્રણાલીનું ઉદાહરણ છે.

6.1.3 પ્રણાલીની અવસ્થા (The State of the System)

પ્રણાલીનું જથ્થાત્મક રીતે તેમના દરેક ગુણધર્મો જેવાં કે તેમનું દબાણ (p), કદ (V) અને તાપમાન (T) તથા પ્રણાલીનું સંઘટનની દસ્તિએ વર્ણન કરવું જોઈએ જેથી ઉપયોગી ગણતારી કરી શકાય. આપણને પ્રણાલીનું વર્ણન કરવા તેમની ફેરફાર પહેલાંની અને પછીની પરિસ્થિતિની જરૂર પડે છે. તમે તમારા ભૌતિકવિજ્ઞાનના અભ્યાસક્રમમાંથી યાદ કરી શકો કે યંત્રશાસ્ત્ર આપેલ સમયે તે સંપૂર્ણપણે વિશિષ્ટ રીતે તેના દરેક બિંદુના સ્થાન અને વેગ દર્શાવેલ હોય છે. ઉભાગતિશાખામાં અવસ્થા માટે એક અલગ પણ વધુ સરળ ખ્યાલ રજૂ કરાયેલ છે. જેમાં દરેક કણની ગતિનું જ્ઞાન જરૂરી નથી, કારણ કે આપણે પ્રણાલીના સરેરાશ માપન થઈ શકે તેવા ગુણધર્મો સાથે કાર્ય કરીએ છીએ. આપણે પ્રણાલીની અવસ્થાને અવસ્થા વિધેયો અથવા અવસ્થા ચલો (variables) તરીકે દર્શાવીએ છીએ.

ઉભાગતિય પ્રણાલીની અવસ્થાનું વર્ણન તેના માપી શકાય તેવા અથવા સ્થૂળદર્શિય (જથ્થાત્મક) ગુણધર્મોથી કરીએ છીએ. આપણે વાયુની અવસ્થા તેનું દબાણ (p), કદ (V) અને તાપમાન (T) અને જથ્થો(n)ની રજૂઆત કરી વર્ણન કરી શકીએ છીએ. p, V, T જેવા ચલોને અવસ્થા ચલો અથવા અવસ્થા વિધેયો કહે છે કારણ કે તેમના મૂલ્યો પ્રણાલીની અવસ્થા પર આધાર રાખે છે નહિ કે કેવી રીતે ત્યાં પહોંચ્યા છે. સંપૂર્ણપણે અવસ્થાને વ્યાખ્યાયિત કરવા માટે પ્રણાલીના બધા જ ગુણધર્મોને વ્યાખ્યાયિત કરવાની જરૂર હોતી નથી. કારણ કે અમુક ગુણધર્મોની સંખ્યાને સ્વતંત્ર રીતે બદલીએ છીએ. આ સંખ્યા પ્રણાલીના સ્વભાવ પર આધાર રાખે છે. એકવાર આ સ્થૂળદર્શિય ગુણધર્મોની નિભન્તમ સંખ્યાને નિશ્ચિત કરી દઈએ તો બીજાને આપોઆપ નિશ્ચિત મૂલ્યો હોય છે.

પર્યાવરણની અવસ્થાને કદી પણ સંપૂર્ણ રીતે દર્શાવી શકાય નહિ. સદ્ગ્રાહ્ય તેમ કરવાની જરૂર પણ નથી હોતી.

6.1.4 અવસ્થા વિધેય તરીકે આંતરિક ઊર્જા (The Internal Energy as a State Function)

આપણે જ્યારે આપણી રાસાયણિક પ્રણાલી જે ઊર્જા ગુમાવે છે કે મેળવે છે તે વિશે વાત કરીએ ત્યારે

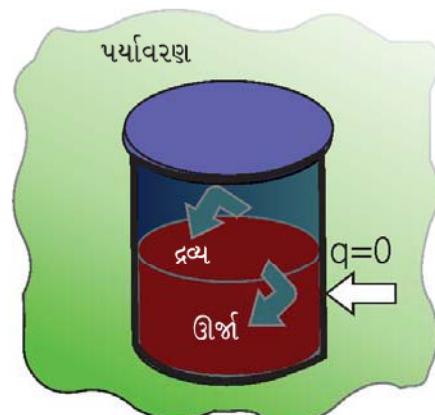
પ્રણાલીની કુલ ઊર્જાને રજૂ કરતી રાશિ દાખલ કરવી પડે છે તે રાસાયણિક, વિધૂતીય, યાંત્રિકીય અથવા અન્ય કોઈ પ્રકારની ઊર્જા જેનો તમે વિચાર કરો છો તે બધાનો સરવાળો પ્રણાલીની ઊર્જા છે. ઉભાગતિશાખામાં આપણે તેને પ્રણાલીની આંતરિક ઊર્જા U કહીએ છીએ. તે બદલાય છે. જ્યારે,

- ઉભા પ્રણાલીમાં જ્ઞાન અથવા બહાર આવશે ત્યારે
- પ્રણાલી ઉપર કે પ્રણાલી વડે કાર્ય થાય ત્યારે
- દ્રવ્ય પ્રણાલીમાં દાખલ થાય કે બહાર નીકળે ત્યારે.

આ પ્રણાલીઓને તમે અભ્યાસ કરેલા વિભાગ 6.1.2માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે વર્ગીકરણ કરી શકાય છે.

(a) કાર્ય :

આપણે પ્રથમ કાર્ય કરવાથી આંતરિક ઊર્જમાં થતો ફેરફાર તપાસીએ. આપણે થર્મોસ ફ્લાસ્કમાં અથવા ઉભારોધક બીકરમાં થોડું પાણી ધરાવતી પ્રણાલી લઈએ. આ પ્રણાલી અને પર્યાવરણ વચ્ચે ઉભાનો વિનિમય તેમની સીમા મારફત થવા દેશે નહિ અને તેથી આપણે આ પ્રણાલીને સમોષ્ટી (રઘોષ્ટી) (adiabatic) પ્રણાલી કહીશું. આવી પ્રણાલીની અવસ્થા જે રીતે બદલવામાં આવે તેને સમોષ્ટી પ્રકમ કહે છે. સમોષ્ટી પ્રકમ એવો પ્રકમ છે જેમાં પ્રણાલી અને પર્યાવરણ વચ્ચે ઉભાની હેરફેર થતી નથી. અહીંયા પ્રણાલી અને પર્યાવરણને અલગ કરતી દીવાલને સમોષ્ટી દીવાલ કહે છે (આકૃતિ 6.3).



આકૃતિ 6.3 સમોષ્ટી પ્રણાલી જે તેની સીમા મારફત ઉભાની હેરફેર થવા દેતી નથી.

આપણે આ પ્રણાલી પર થોડું કાર્ય કરીને આંતરિક ઊર્જમાં ફેરફાર લાવીએ. આપણે પ્રારંભિક અવસ્થાને અવસ્થા

A કહીએ અને તેનું તાપમાન T_A કહીએ. ધારો કે અવસ્થા A દરમિયાન આંતરિક ઉર્જાને U_A કહીએ. આપણે પ્રણાલીની અવસ્થામાં બે રીતે ફેરફાર કરી શકીએ.

પ્રથમ રીતે : આપણે કેટલુંક યાંત્રિક કાર્ય કરીએ, જેમકે 1 kJ કાર્ય નાના પેડલો ફેરવીને અને તેને લીધે પાણીને ઘૂમાવીને (churning). ધારો કે નવી અવસ્થાને આપણે અવસ્થા B કહીએ અને તેના તાપમાનને T_B કહીએ. એ જણાયું છે કે $T_B > T_A$ અને તાપમાનમાં ફેરફાર $\Delta T = T_B - T_A$. ધારો કે પ્રણાલીની અવસ્થા Bમાં આંતરિક ઉર્જા U_B અને આંતરિક ઉર્જાનાં ફેરફાર $\Delta U = U_B - U_A$ છે.

બીજી રીતે : હવે આપણે બીજી રીતે 1 kJ જેટલું વિદ્યુતીય કાર્ય દૂબાદેલા સળિયાની મદદથી કરીએ અને તાપમાનનો ફેરફાર નોંધીએ. આપણને જાણવા મળશે કે તાપમાનમાં ફેરફાર અગાઉની રીત જેટલો જ છે. $T_B - T_A$.

હકીકતમાં ઉપર પ્રમાણેના પ્રોફો જે. પી. જૂલે (J. P. Joule) 1840-'50 વચ્ચે કરેલા અને દર્શાવ્યું કે પ્રણાલી પર આપેલ જથ્થાનું કાર્ય કરવામાં આવે જેમાં રીત કોઈ પણ હોય (પથ અલગ હોય) તો પણ અવસ્થામાં સમાન ફેરફાર કરે છે. જેમકે પ્રણાલીના તાપમાનમાં ફેરફારનું માપન.

આથી એ યોગ્ય જણાય છે કે પ્રણાલીની એક અભી રાશિ આંતરિક ઉર્જા (U)ને વ્યાખ્યાયિત કરવી જોઈએ, જેનું મૂલ્ય પ્રણાલીની અવસ્થાની લાક્ષણિકતા હોય. સમોષ્ટી પ્રકમમાં કરેલ કાર્ય w_{ad} , પ્રણાલીની બે અવસ્થાઓનાં ઉના તફાવત ΔU જેટલું હોય છે. એટલે કે $\Delta U = U_2 - U_1 = w_{ad}$.

આથી આંતરિક ઉર્જા (U) પ્રણાલીનું અવસ્થા વિધેય છે. રાસાયણિક ઉભાગતિશાસ્ત્રમાં IUPAC પ્રણાલિકા પ્રમાણે ધન સંજ્ઞા દર્શાવે છે કે જ્યારે પ્રણાલી પર કાર્ય કરવામાં આવે છે ત્યારે w_{ad} ધન છે અને પ્રણાલીની આંતરિક ઉર્જા વધે છે. એજ પ્રમાણે જો પ્રણાલી વડે કાર્ય કરવામાં આવે તો w_{ad} ઋણ થશે કારણ કે પ્રણાલીની આંતરિક ઉર્જા ઘટે છે.

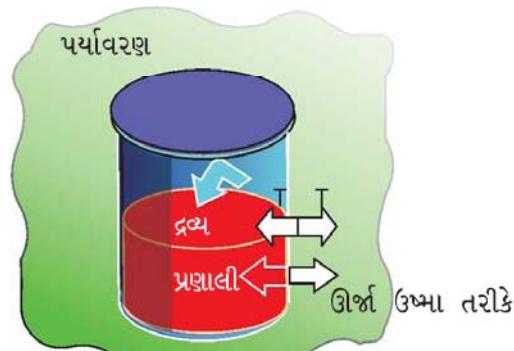
ધન સંજ્ઞા દર્શાવે છે કે w_{ad} ધન છે અને તે જ્યારે પ્રણાલી પર કાર્ય કરવામાં આવે ત્યારે હોય છે. એ જ પ્રમાણે જ્યારે પ્રણાલી વડે કાર્ય કરવામાં આવે છે ત્યારે w_{ad} નું મૂલ્ય ઋણ હોય છે.

તમે આવા બીજા પરિચિત અવસ્થા વિધેયના નામ આપી શકો. કેટલાક બીજા જાણીતા અવસ્થા વિધેય છે. V, p અને T . ઉદાહરણ તરીકે, આપણે પ્રણાલીમાં 25 °C થી 35 °C તાપમાન કરીને પ્રણાલીના તાપમાનમાં ફેરફાર લાવીએ. તાપમાનમાં

ફેરફાર $35^{\circ}\text{C} - 25^{\circ}\text{C} = 10^{\circ}\text{C}$ આપણે સીધા જ 35 °C તાપમાને પહોંચીએ અથવા પ્રણાલીને કેટલાક અંશ ઠંકું કરીને મેળવીએ. આમ T અવસ્થા વિધેય છે અને તાપમાનમાં ફેરફાર આપણે લીધેલા માર્ગ(પથ)થી સ્વતંત્ર છે. તળાવમાનું પાણી ઉદાહરણ તરીકે ગણીએ તો અવસ્થા વિધેય છે કારણ કે પાણીના કદમાં ફેરફાર તળાવમાં ભરેલા પાણીને વરસાદના પાણીથી અથવા ટ્યુબવેલના પાણીથી અથવા બંને રીતે ભરેલ હોય.

(b) ઉભા :

આપણે પ્રણાલીની આંતરિક ઉર્જામાં ફેરફારને પર્યાવરણમાંથી પ્રણાલીમાંથી પર્યાવરણમાં કાર્ય કર્યું વગર ઉભાની ડેર્ફરથી કરી શકીએ. આ ઉર્જાનો વિનિમય જે તાપમાનના તફાવતનું પરિણામ છે તેને ઉભા ગ કહે છે. આપણે હવે સમોષ્ટી દીવાલોને બદલે ઉભા વહન કરતી દીવાલો મારફતે સમાન તાપમાન ફેરફાર કરીને (વિભાગ 6.1.4(a)) પ્રમાણે સમાન પ્રારંભિક અને અંતિમ અવસ્થાઓમાંથી ઉભા ફેરફાર કરીએ (આકૃતિ 6.4).



આકૃતિ 6.4 પ્રણાલી જે તેની સીમા મારફતે ઉભા ફેરફાર થવા દે છે.

આપણે ઉભીય વહન કરતી દીવાલોવાળું પાત્ર જે કોપરનું બનેલું હોય તેમાં તાપમાન T_A ધરાવતું પાણી લઈએ અને તેને એક મોટા ઉભા સંગ્રહક જે તાપમાન T_B ધરાવે છે, તેમાં બંધ કરી દઈએ. પ્રણાલી (પાણી) વડે શોષાયેલી ઉભા ગુને આપણે તાપમાનના તફાવતના રૂપમાં ($T_B - T_A$) માપી શકીએ. આ બાબતમાં આંતરિક ઉર્જા ફેરફાર $\Delta U = q$ થશે, જ્યારે અચળ કદે કાર્ય કરવામાં આવ્યું ન હોય.

રાસાયણિક ઉભાગતિશાસ્ત્રમાં IUPAC પ્રણાલિકા પ્રમાણે ઉભા પર્યાવરણમાંથી પ્રણાલીમાં સ્થાનાંતર પામે છે ત્યારે q ધન હોય છે અને પ્રણાલીની આંતરિક ઉર્જા વધે છે. જ્યારે ઉભા પ્રણાલીમાંથી પર્યાવરણમાં સ્થાનાંતર પામે છે ત્યારે q ઋણ હોય છે, તેને લીધે પ્રણાલીની આંતરિક ઉર્જા ઘટાડામાં પરિણામે છે.

(c) સામાન્ય કિસ્સો :

આપણે એક સામાન્ય કિસ્સો લઈએ જેમાં અવસ્થામાં ફેરફાર કાર્ય અને ઉખા બંનેની હેરફેર કરીને લાવીએ. આ કિસ્સા માટે આંતરિક ઊર્જમાં ફેરફાર નીચે પ્રમાણે લખી શકીએ :

$$\Delta U = q + w \quad (6.1)$$

આપેલ અવસ્થામાં ફેરફાર માટે q અને w બંને ફેરફાર કેવી રીતે લાવવામાં આવ્યો છે તેના પર આધાર રાખશે. $q + w = \Delta U$ તો માત્ર પ્રારંભિક અને અંતિમ અવસ્થાઓ પર આધાર રાખશે. જો ઊર્જાની હેરફેર ઉખા દ્વારા અથવા કાર્ય વડે કરવામાં આવ્યો ન હોય તો (નિરાળી પ્રકાલી) એટલે કે $q = 0$ અને $w = 0$ તેથી $\Delta U = 0$.

સમીકરણ 6.1 એટલે કે $\Delta U = q + w$ ઉખાગતિશાસ્કના પ્રથમ નિયમનું ગાણિતીય નિવેદન છે અને તે નિવેદિત કરે છે કે “નિરાળી પ્રકાલીની ઊર્જા અચળ રહે છે.”

તેને સામાન્ય રીતે ઊર્જાના સંચયના નિયમ તરીકે એટલે ઊર્જા ઉત્પન્ન કરી શકતી નથી અથવા તેનો નાશ કરી શકતો નથી – તેવી રીતે નિવેદિત કરવામાં આવે છે.

નોંધ : ઉખાગતિય ગુણવર્ધમ ઊર્જાની લાક્ષણિકતાને કદ જેવા યાંત્રિકીય ગુણવર્ધમ વચ્ચે ગણનાપાત્ર (considerable) તફાવત હોય છે. આપણે ચોક્કસ અવસ્થામાં પ્રકાલીના કદનું નિરપેક્ષ (અસંદિગ્ય) મૂલ્ય દર્શાવી શકીએ, પરંતુ આંતરિક ઊર્જાના નિરપેક્ષ મૂલ્યને નહિ, આપણે માત્ર આંતરિક ઊર્જમાં ફેરફાર ΔU નું જ માપન કરી શકીએ.

કોયડો 6.1

પ્રકાલીની આંતરિક ઊર્જમાં ફેરફાર દર્શાવો, જ્યારે

- પ્રકાલી વડે પર્યાવરણમાંથી ઉખા શોષાઈ નથી પણ પ્રકાલી પર કાર્ય (w) થયેલ છે. પ્રકાલીની દીવાલ કેવા પ્રકારની હશે ?
- પ્રકાલી પર કાર્ય થયેલ નથી પણ ઉખાનો જથ્થો q પ્રકાલીમાંથી લઈને પર્યાવરણને આપવામાં આવ્યો છે. પ્રકાલીની દીવાલ કેવા પ્રકારની હશે ?
- પ્રકાલી વડે કાર્ય (w) થયેલ છે અને ઉખા (q) પ્રકાલીને આપવામાં આવેલ છે. આ કેવા પ્રકારની પ્રકાલી હશે ?

ઉકેલ :

- $\Delta U = w_{ad}$ દીવાલો સમોષ્ટી
- $\Delta U = -q$ ઉખીય વહન કરતી દીવાલો
- $\Delta U = q - w$ બંધ પ્રકાલી

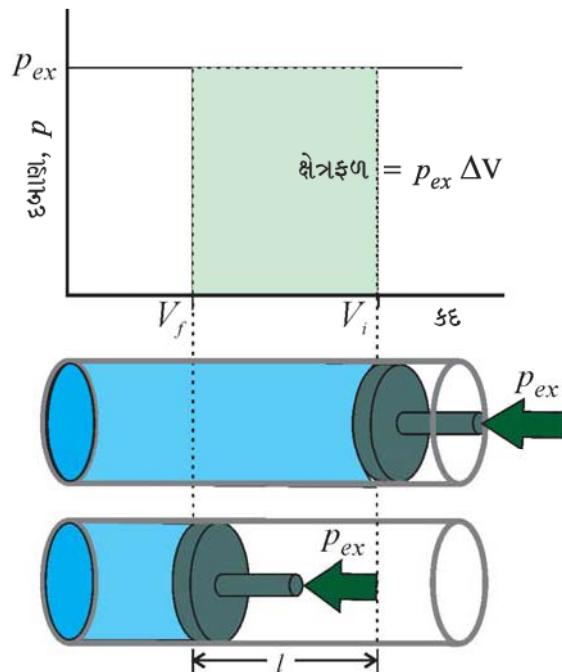
6.2 અનુપ્રયોગો (Applications)

ઘણી બધી રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓમાં વાયુઓનું ઉત્પાદન સમાયેલ હોય છે. જે યાંત્રિકીય કાર્ય કરવા માટે શક્તિમાન હોય છે અથવા ઉખાનું ઉત્પાદન કરે છે. આપણે માટે આ ફેરફારોને પરિમાણિત (quantify) કરવાનું અગત્યનું છે અને આ ફેરફારને આંતરિક ફેરફારો સાથે સંબંધિત કરવાના છે.

6.2.1 કાર્ય (Work)

સૌપ્રથમ આપણે પ્રકાલી કરી શકે તે કાર્યના સ્વભાવ પર કેન્દ્રિત થઈએ. આપણે માત્ર યાંત્રિકીય કાર્ય જ ગણતરીમાં લઈશું એટલે દબાણ-કદ કાર્ય.

દબાણ-કદ કાર્યને સમજવા માટે આપણે એક નણાકારને ગણતરીમાં લઈએ જેમાં એક મોલ આદર્શ વાયુને ધર્ષણારહિત પિસ્ટન વડે ફીટ કરેલો છે. વાયુનું કુલ કદ V_i અને વાયુનું અંદરનું દબાણ p છે. જો બાધદબાણ p_{ex} હોય જે p_i કરતાં વધારે છે. પિસ્ટન અંદરના ભાગમાં ખસશે જ્યાં સુધી



આકૃતિ 6.5(a) નણાકારમાંના આદર્શ વાયુ પર થયેલ કાર્ય જ્યારે તેને અચળ બાધ દબાણ p_{ex} વડે સંકોચયવામાં આવેલ છે. (એક જ તબક્કામાં) જે છાયાવાળું (shaded) ક્ષેત્રફળ છે.

અંદરનું દબાણ બાધદબાળ p_{ex} જેટલું નહિ થાય. આ ફેરફાર એક જ સોપાનમાં પ્રાપ્ત થયેલ છે અને અંતિમ કદ V_f છે. આ સંકોચન દરમિયાન ધારો કે પિસ્ટન / અંતર ખસે છે અને પિસ્ટનનું આડછેદ ક્ષેત્રફળ A છે (આકૃતિ 6.5(a)). તો,

$$\text{કદમાં ફેરફાર} = IA = \Delta V = (V_f - V_i)$$

$$\text{આપણે જાણીએ છીએ કે દબાણ} = \frac{\text{બળ}}{\text{ક્ષેત્રફળ}}$$

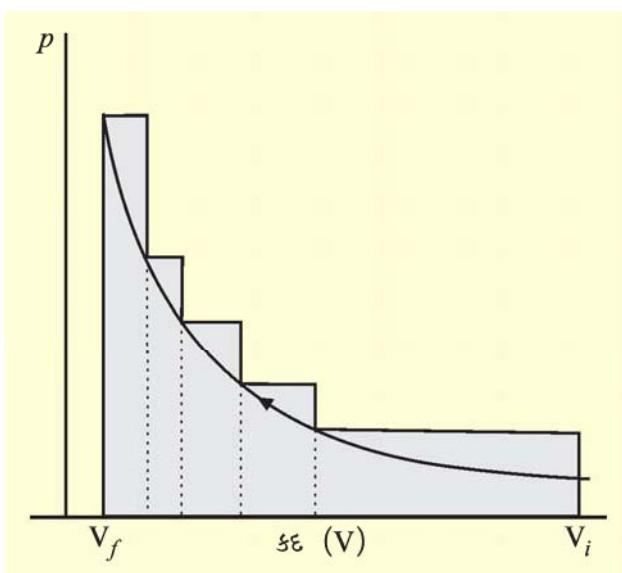
$$\text{આથી, પિસ્ટન પર લાગતું બળ} = p_{ex} \cdot A$$

જો પિસ્ટનના ખસવાથી પ્રણાલી પર થયેલ કાર્ય w હોય તો,

$$\begin{aligned} w &= \text{બળ} \times \text{અંતર} = p_{ex} A \cdot I \\ &= p_{ex} (-\Delta V) = -p_{ex} \Delta V = -p_{ex} (V_f - V_i) \end{aligned} \quad (6.2)$$

આ અભિવ્યક્તિ(expression)ની ઋણ સંજ્ઞા જરૂરી છે, જેથી અની પ્રણાલીકાગત સંજ્ઞા મેળવી શકાય. તે સૂચયે છે કે સંકોચન દરમિયાન પ્રણાલી પર કાર્ય થયેલું છે. અહીંથી $(V_f - V_i)$ ઋણ થશે અને ઋણને ઋણ વડે ગુણતાં ધન મળશે. આથી કાર્ય માટે મેળવેલી સંજ્ઞા ધન થશે.

જો સંકોચનના દરેક તબક્કે દબાણ અચળ ન હોય પણ નિશ્ચિત તબક્કામાં બદલાતું હોય તો વાયુ પર થતા કાર્ય બધા જ તબક્કાનો કુલ સરવાળા જેટલું થાય અને તે $-\sum p \Delta V$ જેટલું થશે [આકૃતિ 6.5(b)].



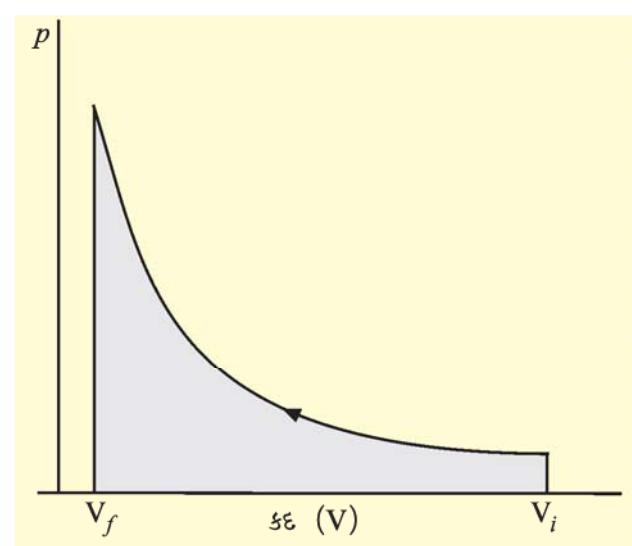
આકૃતિ 6.5(b) pV આલેખ જ્યારે દબાણ અચળ નથી અને પ્રારંભિક કદ V_i થી અંતિમ કદ V_f દરમિયાન નિશ્ચિત તબક્કામાં સંકોચન વાયુ પર થયેલ કાર્યને આચ્છાદિત ક્ષેત્રફળથી દર્શાવેલ છે.

જો દબાણ અચળ ના હોય અને પ્રકમ દરમિયાન એવી રીતે બદલાતું હોય કે તે વાયુના દબાણ કરતાં અનંતસૂક્ષ્મરીતે (infinitesimally) વધારે હોય છે. કદ અનંતસૂક્ષ્મ રીતે dV જેટલું ધટે છે. આવા કિસ્સામાં આપણે વાયુ પરનું કાર્ય નીચેના સંબંધથી ગણી શકીએ.

$$w = - \int_{V_i}^{V_f} p_{ex} dV \quad (6.3)$$

અહીં p_{ex} દરેક તબક્કે $(p_{in} + dp)$ થશે (આકૃતિ 6.5(c)). સમાન પરિસ્થિતિમાં વિસ્તરણ પ્રકમમાં બાધ દબાણ હુંમેશા પ્રણાલીના દબાણ કરતાં ઓછું હોય છે એટલે કે $p_{ex} = (p_{in} + dp)$. સામાન્ય કિસ્સામાં આપણે તેને $p_{ex} = (p_{in} \pm dp)$ તરીકે લખી શકીએ. આવા પ્રકમોને પ્રતિવર્તી (reversible) પ્રકમ કહે છે.

એ પ્રકમ અથવા ફેરફાર ત્યારે જ પ્રતિવર્તી કહી શકાય, જો ફેરફાર એવી રીતે કરવામાં આવ્યો હોય કે પ્રકમ ગમે તે ક્ષણે અનંતસૂક્ષ્મ રીતે પ્રતિગામી કરી શકાય. પ્રતિવર્તી પ્રકમ ઘણી જ ધીમી રીતે શ્રેણીબદ્ધ સંતુલિત અવરસ્થાઓથી આગળ વધે છે કે જેથી પર્યાવરણ અને પ્રણાલી હુંમેશાં એકબીજાના લગભગ સંતુલનમાં હોય છે. પ્રતિવર્તી પ્રકમ સિવાયના પ્રકમો અપ્રતિવર્તી (irreversible) પ્રકમો કહેવાય છે.



આકૃતિ 6.5(c) pV આલેખ જ્યારે દબાણ અચળ નથી અને અનંત તબક્કામાં બદલાય છે (પ્રતિવર્તી પરિસ્થિતિમાં) પ્રારંભિક કદ V_i થી અંતિમ કદ V_f . વાયુ પર થયેલ કાર્ય આચ્છાદિત ક્ષેત્રફળથી દર્શાવેલ છે.

રસાયણવિજ્ઞાનમાં આપણે એવા કોયડાનો સામનો કરવો પડે છે કે જેને આપણે કાર્ય પર્યાપ્ત પ્રણાલીના અંતરિક દબાણ સાથે સંબંધિત કરી શકીએ. આપણે પ્રણાલીના અંતરિક દબાણને કાર્ય સાથે પ્રતિવર્તી પરિસ્થિતિમાં નીચે જગ્ઘાવ્યા પ્રમાણેના સમીકરણ (6.3) વડે પ્રતિવર્તી પરિસ્થિતિમાં સંબંધિત કરી શકીએ.

$$w_{rev} = - \int_{V_i}^{V_f} p_{ex} dV = - \int_{V_i}^{V_f} (p_{in} \pm dp) dV$$

$dp \cdot dV$ ઘણા નાના હોવાથી આપણે લખી શકીએ કે

$$w_{rev} = - \int_{V_i}^{V_f} p_{in} dV \quad (6.4)$$

હવે આપણે વાયુના દબાણને (p_{in} જેને હવે આપણે p તરીકે લખીએ) વાયુ સમીકરણ દ્વારા કદના સ્વરૂપમાં દર્શાવી શકીએ. n મોલ આદર્શ વાયુ માટે એટલે કે,

$$pV = nRT$$

$$\Rightarrow p = \frac{nRT}{V}$$

આથી અચળ તાપમાને (સમતાપી પ્રકમ)

$$w_{rev} = - \int_{V_i}^{V_f} nRT \frac{dV}{V} = -nRT \ln \frac{V_f}{V_i}$$

$$= -2.303 nRT \log \frac{V_f}{V_i} \quad (6.5)$$

મુક્ત વિસ્તરણ : શૂન્યાવકાશમાં ($p_{ex} = 0$) વાયુના વિસ્તરણને મુક્ત વિસ્તરણ કહે છે. આદર્શ વાયુ માટે મુક્ત વિસ્તરણ દરમિયાન કાર્ય થતું નથી. ભલે પછી પ્રકમ પ્રતિવર્તી કે અપ્રતિવર્તી હોય (સમીકરણ 6.2 અને 6.3).

હવે આપણે સમીકરણ 6.1ને અનેક રીતે પ્રકમના પ્રકાર પ્રમાણેનો આધાર લખી શકીએ.

આપણે $w = -p_{ex}\Delta V$ (સમીકરણ 6.2)ને સમીકરણ 6.1માં મૂકીએ તો,

$$\Delta U = q - p_{ex}\Delta V$$

જો પ્રકમ અચળ કરે કરવામાં આવે ($\Delta V = 0$). એથી,

$$\Delta U = q_V$$

q_V માં પાદાંક (subscript) V અચળ કરે ઉભા પૂરી પાડવામાં આવેલ છે તેમ સૂચ્યે છે.

આદર્શ વાયુનું સમતાપી અને મુક્ત વિસ્તરણ :

આદર્શ વાયુના શૂન્યાવકાશમાં સમતાપી ($T = અચળ$) વિસ્તરણ માટે $w = 0$ કારણ કે $p_{ex} = 0$. જૂલે એ પણ પ્રાયોગિક રીતે નક્કી કર્યું છે કે $q = 0$ અને તેથી $\Delta U = 0$ થશે.

સમીકરણ 6.1 $\Delta U = q + w$ સમતાપી પ્રતિવર્તી અને અપ્રતિવર્તી ફેરફારો માટે નીચે પ્રમાણે રજૂ કરી શકાય.

- સમતાપી અપ્રતિવર્તી પ્રકમ માટે,
 $q = -w = p_{ex}(V_f - V_i)$
- સમતાપી પ્રતિવર્તી પ્રકમ માટે,
 $q = -w = nRT \ln \frac{V_f}{V_i}$
 $= 2.303 nRT \log \frac{V_f}{V_i}$
- સમોષી ફેરફાર માટે $q = 0$.
 $\therefore \Delta U = w_{ad}$

કોયડો 6.2

બે લિટર આદર્શ વાયુ 1.0 વાતાવરણ દબાણે શૂન્યાવકાશમાં સમતાપી રીતે જ્યાં સુધી કદ 10 લિટર થાય ત્યાં સુધી વિસ્તરે છે. કેટલી ઉભા શોખાઈ હશે? અને આ વિસ્તરણમાં કેટલું કાર્ય થયું હશે?

ઉકેલ :

$$q = -w = p_{ex}(10 - 2) = 0(8) = 0$$

કોઈ કાર્ય થયું નથી અને ઉભા પણ શોખાઈ નથી.

કોયડો 6.3

ઉપરનું વિસ્તરણ ધ્યાનમાં લઈને ગણતરી કરો. જો અચળ બાબુ દબાણ 1 atm હોય.

ઉકેલ :

$$q = -W = p_{ex}(8) = 8 \text{ lit atm}$$

કોયડો 6.4

કોયડો 6.2 માં આપેલા 1 મોલ આદર્શ વાયુ માટે પ્રતિવર્તીય રીતે કરવામાં આવેલા વિસ્તરણની ગણતરી કરો.

ઉકેલ :

આપણે જાણીએ છીએ કે,

$$q = -W = 2.303 \times nRT \log \frac{V_f}{V_i}$$

$$= 2.303 \times 1 \times 0.8206 \times 298 \times \log \frac{10}{2}$$

$$\begin{aligned}
 &= 2.303 \times 0.8206 \times 298 \times \log 5 \\
 &= 2.303 \times 0.8206 \times 298 \times 0.6990 \\
 &= 393.66 \text{ L atm}
 \end{aligned}$$

6.2.2 એન્થાલ્પી, H (Enthalpy, H)

(a) એક ઉપયોગી નવું અવસ્થા વિધેય :

આપણે જાણીએ છીએ કે અચળ કદે શોષાયેલી ઉભા આંતરિક ઊર્જાનો ફેરફાર છે. એટલે કે $\Delta U = q_v$, પરંતુ મોટા ભાગની રાસાયણિક પ્રક્રિયા અચળ કદે કરવામાં આવતી નથી. પરંતુ ફ્લાસ્ક (ચંબુ) અથવા કસનળીમાં અચળ વાતાવરણ દબાણે કરવામાં આવે છે. આ પરિસ્થિતિમાં યોગ્ય હોય તેવું બીજું અવસ્થા વિધેય વ્યાખ્યાયિત કરવાની આપણને જરૂર પડે.

આપણે સમીકરણ (6.1)ને અચળ દબાણો $\Delta U = q_p - p\Delta V$ તરીકે લખી શકીએ, જ્યાં q_p પ્રણાલીએ શોષેલી ઉભા છે અને $p\Delta V$ પ્રણાલી દ્વારા કરાયેલ વિસ્તરણ કાર્ય છે. આપણે પ્રારંભિક અવસ્થાને પાદંક 1 અને અંતિમ અવસ્થાને પાદંક 2 વડે દર્શાવીએ. આપણે ઉપરોક્ત સમીકરણ ફરીવાર નીચે પ્રમાણે લખી શકીએ.

$$U_2 - U_1 = q_p - p(V_2 - V_1)$$

પુનઃગોઠવણી કરતાં આપણને મળશે,

$$q_p = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1) \quad (6.6)$$

હવે આપણે નવું ઉભાગતિય વિધેય વ્યાખ્યાયિત કરી શકીએ. જેને એન્થાલ્પી H (ગ્રીક શબ્દ enthalpien - એટલે ગરમ કરવું અથવા ઉભા સમાવિષ્ટ વસ્તુ (content)) તરીકે ગણી શકાય.

$$H = U + pV \quad (6.7)$$

આથી સમીકરણ (6.6) $q_p = H_2 - H_1 = \Delta H$ થશે. q પથ આધારિત વિધેય છે, પરંતુ H અવસ્થા વિધેય છે. કારણ કે તે U, p અને V ત્રણેય સાથે સંકળાયેલ છે જે અવસ્થા વિધેય છે. આથી ΔH પથથી સ્વતંત્ર છે. તેથી q_p પણ પથથી સ્વતંત્ર છે.

અચળ દબાણો નિશ્ચિત ફેરફાર માટે સમીકરણ 6.7ને લખી શકીએ કે $\Delta H = \Delta U + \Delta(pV)$, p અચળ હોઈ આપણે લખી શકીએ કે,

$$\Delta H = \Delta U + p\Delta V \quad (6.8)$$

એ નોંધવું અગત્યનું છે કે જ્યારે અચળ દબાણો પ્રણાલી ઉભાનું શોષણ કરે છે ત્યારે ખરેખર આપણે એન્થાલ્પી ફેરફાર જ માપીએ છીએ.

યાદ રાખો $\Delta H = q_p$ અચળ દબાણો પ્રણાલી વડે શોષાયેલી ઉભા છે.

ઉભાક્ષેપક પ્રક્રિયાઓ જેમાં પ્રક્રિયા દરમિયાન ઉભા ઉદ્ભબે છે તેને માટે ΔH જાણ હોય છે અને ઉભાશોષક પ્રક્રિયાઓ જેમાં ઉભા વાતાવરણમાંથી શોષાય છે ત્યારે ΔH ધન હોય છે.

અચળ કદે ($\Delta V = 0$) $\Delta U = q_v$ આથી સમીકરણ 6.8 થશે. $\Delta H = \Delta U = q_v$.

ધન અને/અથવા પ્રવાહી ધરાવતી પ્રણાલી માટે ΔH અને ΔU વચ્ચે તફાવત સાર્થક હોતો નથી. ધન અને પ્રવાહી ગરમ કરતાં કદમાં સાર્થક ફેરફાર દર્શાવતા નથી, પરંતુ જ્યારે પ્રણાલી વાયુમય હોય ત્યારે આ તફાવત સાર્થક હોય છે. આપણે વાયુઓ ધરાવતી એક પ્રણાલી લઈએ. જો V_A બધા જ વાયુમય પ્રક્રિયકોનું કુલ કદ હોય અને V_B વાયુમય નીપજોનું કુલ કદ હોય, n_A વાયુમય પ્રક્રિયકોની કુલ મોલ સંખ્યા હોય અને n_B વાયુમય નીપજોની કુલ મોલ સંખ્યા હોય, આ બધા જ અચળ તાપમાને અને દબાણો હોય તો આદર્શ વાયુ નિયમનો ઉપયોગ કરી લખી શકીએ.

$$pV_A = n_A RT$$

$$\text{અને} \quad pV_B = n_B RT$$

$$\text{હવે,} \quad pV_B - pV_A = n_B RT - n_A RT = (n_B - n_A)RT$$

$$\text{અથવા} \quad p(V_B - V_A) = (n_B - n_A)RT$$

$$\text{અથવા} \quad p\Delta V = \Delta n_g RT \quad (6.9)$$

અહીંયા Δn_g વાયુમય નીપજોનો કુલ મોલની સંખ્યા અને વાયુમય પ્રક્રિયકોનો કુલ મોલની સંખ્યાનો તફાવત દર્શાવે છે.

સમીકરણ 6.9માં મળેલ $p\Delta V$ નું મૂલ્ય સમીકરણ 6.8માં મૂકીએ તો આપણને મળશે,

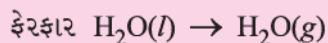
$$\Delta H = \Delta U + \Delta n_g RT \quad (6.10)$$

સમીકરણ 6.10માં ΔU માથી ΔH ગણવામાં અથવા ΔH માંથી ΔU ગણવામાં ઉપયોગી છે.

કોયડો 6.5

પાણીની બાયુ સંપૂર્ણ વાયુ છે તેમ ધારીએ. 1 mol પાણીનો 1 bar દબાણ અને 100 °C તાપમાને મોલર એન્થાલ્પી ફેરફાર 41 kJ mol^{-1} છે. જ્યારે, 1 mol પાણીને 1 bar દબાણો 100 °C તાપમાને બાયુમાં ફેરવવામાં આવે ત્યારે, આંતરિક ઊર્જા ફેરફાર ગણો.

ઉકેલ :



$$\Delta H = \Delta U + \Delta n_g RT$$

અથવા $\Delta U = \Delta H - \Delta n_g RT$, કિમતો મૂકતાં આપણને મળશે.

$$\Delta U = 41.00 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\begin{aligned} & - 1 \times 8.3 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 373 \text{ K} \\ & = 41.00 \text{ kJ mol}^{-1} - 3.096 \text{ kJ mol}^{-1} \\ & = 37.904 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

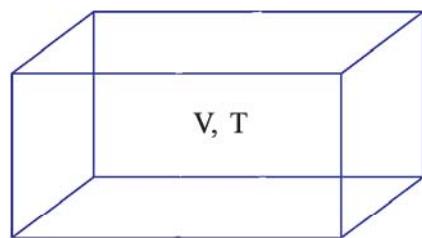
(b) માત્રાત્મક અને વિશિષ્ટ ગુણધર્મો :

ઉભાગતિશાખમાં માત્રાત્મક અને વિશિષ્ટ ગુણધર્મો વચ્ચે લેદ કરવામાં આવે છે. માત્રાત્મક ગુણધર્મ એ એવો ગુણધર્મ છે જેનું મૂલ્ય પ્રણાલીમાં રહેલા દ્રવ્યનો જથ્થો અથવા કદ અથવા પરિમાપ (size) પર આધાર રાખે છે. ઉદાહરણ તરીકે દળ, કદ, આંતરિક ઊર્જા, એન્થાલ્પી, ઉભાધારિતા વગેરે માત્રાત્મક ગુણધર્મો છે.

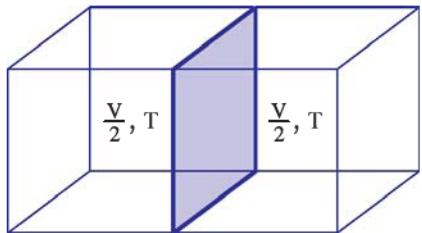
એવા ગુણધર્મો જે હાજર દ્રવ્યના જથ્થા અથવા કદ અથવા પરિમાપ પર આધાર રાખતાં નથી. તેમને વિશિષ્ટાત્મક ગુણધર્મો કહે છે. ઉદાહરણ તરીકે તાપમાન, ઘનતા, દબાણ વગેરે વિશિષ્ટ ગુણધર્મો છે. મોલર ગુણધર્મ χ_m નું મૂલ્ય 1 mol પદાર્થ ધરાવતી પ્રણાલીના માત્રાત્મક ગુણધર્મ χ નું મૂલ્ય છે. જો n દ્રવ્યનો જથ્થો (amount) હોય તો $\chi_m = \frac{\chi}{n}$ જે દ્રવ્યના જથ્થાથી સ્વતંત્ર છે. બીજા ઉદાહરણોમાં મોલર કદ V_m અને મોલર ઉભાધારિતા C_m છે. આપણે માત્રાત્મક અને વિશિષ્ટ ગુણધર્મો વચ્ચેનો લેદ સમજીએ. V કદ ધરાવતા પાત્રમાં વાયુને T તાપમાને લઈએ (આકૃતિ 6.6(a)). આપણે એક વિભાજન (partition) કરીએ જેથી કદ બનેમાં અડધું થાય (આકૃતિ 6.6(b)). હવે દરેક ભાગને કુલ કદથી અડધું કદ $\frac{V}{2}$ હશે, પરંતુ તાપમાન તો સમાન જ રહ્યે જે T છે. આથી સ્પષ્ટ થાય છે કે કદ માત્રાત્મક ગુણધર્મ છે જ્યારે તાપમાન વિશિષ્ટ ગુણધર્મ છે.

(c) ઉભાધારિતા :

આ ઉપવિભાગમાં આપણે પ્રણાલીને ઉભા કઈ રીતે



આકૃતિ 6.6(a) વાયુ V કદે અને T તાપમાને



આકૃતિ 6.6(b) વિભાજન, દરેક વિભાગ વાયુના અડધા કદ સાથે

હેરફેર કરવામાં આવી તેના માપન વિશે જાહીએ. જો ઉભાનું શોષણ થયું હોય તો ઉભા પ્રણાલીના તાપમાનમાં વધારા તરીકે જણાશે.

તાપમાનનો વધારો હેરફેર થયેલી ઉભાને સમપ્રમાણ છે.

$$q = \text{ગુણાંક} \times \Delta T$$

ગુણાંક q ની માત્રા પ્રણાલીના પરિમાપ, સંઘટન અને સ્વભાવ (પ્રકૃતિ) પર આધાર રાખશે. આપણે લખી શકીએ કે, $q = C\Delta T$.

ગુણાંક Cને ઉભાધારિતા કહે છે.

જો આપણે ઉભાધારિતા જાણતા હોઈએ, તો તાપમાનના વધારાના માપન પરથી પૂરી પાદવામાં આવેલી (supplied) ઉભા માપી શકીએ.

જો ઉભાધારિતા C ઘણી મોટી હોય તો ઉભાનો જથ્થો ધણા નાના તાપમાનમાંના વધારામાં પરિણમે છે. પાણીને ઊંચી ઉભાધારિતા છે એટલે તેનું તાપમાન વધારવા માટે ઘણી વધારે ઊર્જા જોઈશે.

C પદાર્થના જથ્થાને સમપ્રમાણ હોય છે. પદાર્થની મોલર ઉભાધારિતા $C_m = \left(\frac{C}{n}\right)$ છે, જે પદાર્થના એક મોલ માટે છે અને તે એક મોલ પદાર્થનું એક અંશ સેલ્વિયસ (અથવા એક કેલ્વિન) તાપમાન વધારવા માટે જરૂરી ઊર્જા છે. વિશિષ્ટ ઉભા જેને વિશિષ્ટ ઉભાધારિતા પણ કહેવાય છે તે એક પદાર્થના એકમ દળનું તાપમાન એક અંશ સેલ્વિયસ

(અથવા એક કેલ્વિન) વધારવા માટે જરૂરી ઊર્જા છે. નમૂનાની ઉભા ગુણોત્તમાનના વધારા માટે જરૂરી ઉભાને ફ્રિબ્યના દળ અને વિશિષ્ટ ઉભાનો ગુણાકાર કરીએ છીએ. એટલે કે દળ m અને તાપમાન ફેરફાર ΔT . તેથી,

$$q = c \times m \times \Delta T = C \Delta T \quad (6.11)$$

(d) આદર્શ વાયુ માટે C_p અને C_v વચ્ચે સંબંધ :

અચળ કદે ઉભાધારિતા C ને C_v તરીકે અને અચળ દબાણો ઉભાધારિતા C ને C_p તરીકે દર્શાવાય છે. આ બન્ને વચ્ચેનો સંબંધ નક્કી કરીએ. આપણે ઉભા ગુણો માટે સમીકરણ લખી શકીએ.

$$\text{અચળ કદે } q_v = C_v \Delta T = \Delta U$$

$$\text{અચળ દબાણો } q_p = C_p \Delta T = \Delta H$$

આદર્શ વાયુ માટે C_p અને C_v વચ્ચેનો તફાવત મેળવી શકીએ.

$$\begin{aligned} \text{એક મોલ આદર્શ વાયુ માટે } \Delta H &= \Delta U + \Delta(pV) \\ &= \Delta U + \Delta(RT) \\ &= \Delta U + R\Delta T \\ \therefore \Delta H &= \Delta U + R\Delta T \end{aligned} \quad (6.12)$$

ΔH અને ΔU ના મૂલ્યો મૂકૃતાં આપણને મળશે.

$$C_p \Delta T = C_v \Delta T + R\Delta T$$

$$C_p = C_v + R$$

$$C_p - C_v = R \quad (6.13)$$

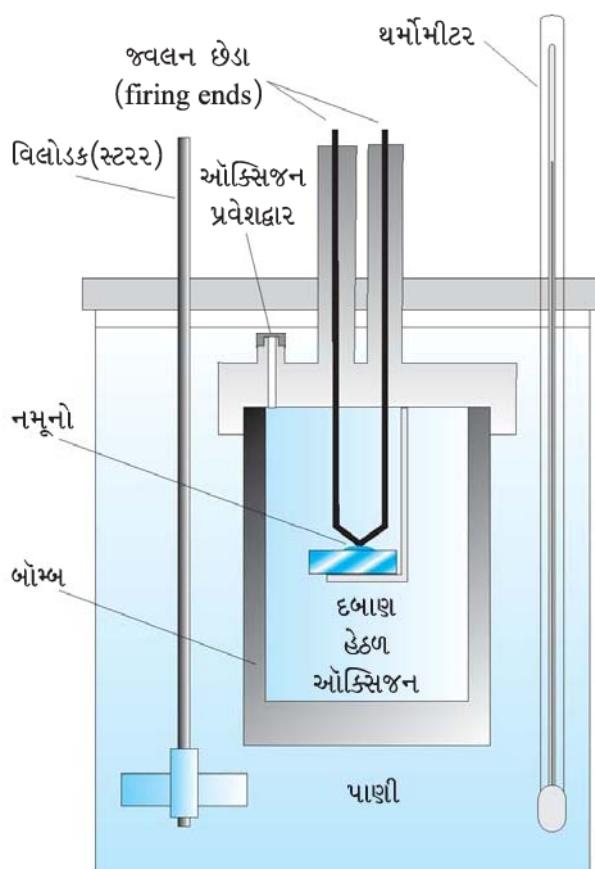
6.3 ΔU અને ΔH નું માપન (કેલરીમિટી) (Measurement of ΔU and ΔH (Calorimetry))

આપણે રાસાયણિક કે ભौતિક પ્રકમ સાથે સંકળાયેલ ઊર્જાના ફેરફારો પ્રાયોગિક તક્ષનિકથી માપી શકીએ જેને કેલરીમિટી કહે છે. કેલરીમિટીમાં પ્રકમને કેલરીમિટર તરીકે ઓળખાતા પાત્રમાં કરવામાં આવે છે. તેને જાણીતા કદના પ્રવાહીમાં રાખવામાં આવે છે. જે પ્રવાહીમાં કેલરીમિટર ડુબાડવામાં આવેલ છે, તેની ઉભાધારિતા અને કેલરીમિટરની ઉભાધારિતા જાણતા હોઈએ તો તાપમાનના ફેરફારના માપન પરથી પ્રકમમાં ઉદ્ભાવેલી ઉભા નક્કી કરી શકીએ છીએ. માપન નીચે દર્શાવેલ બે પરિસ્થિતિમાં કરી શકાય.

- (i) અચળ કદે, q_v
- (ii) અચળ દબાણો, q_p

(a) ΔU માપન :

રાસાયણિક પ્રક્રિયા માટે, અચળ કદે શોષાયેલી ઉભાને બોંબ કેલરીમિટર(આકૃતિ 6.7)માં નક્કી કરવામાં આવે છે. અહીંથા એક સ્ટીલનું પાત્ર (બોંબ)ને જળઉભક (water bath)માં એવી રીતે મૂકવામાં આવે છે કે પર્યાવરણમાં કોઈ ઉભાનો વ્યય થતો નથી. દહનશીલ પદાર્થનું શુદ્ધ ડાયઅ૱સ્યાસ્યન પૂરો પાડીને સ્ટીલ બોંબમાં દહન કરવામાં આવે છે. પ્રક્રિયા દરમિયાન ઉદ્ભાવેલી ઉભા બોંબની આજુબાજુના પાડીમાં હેરફેર પામે છે અને તેના તાપમાનનું નિયંત્રણ (monitoring)



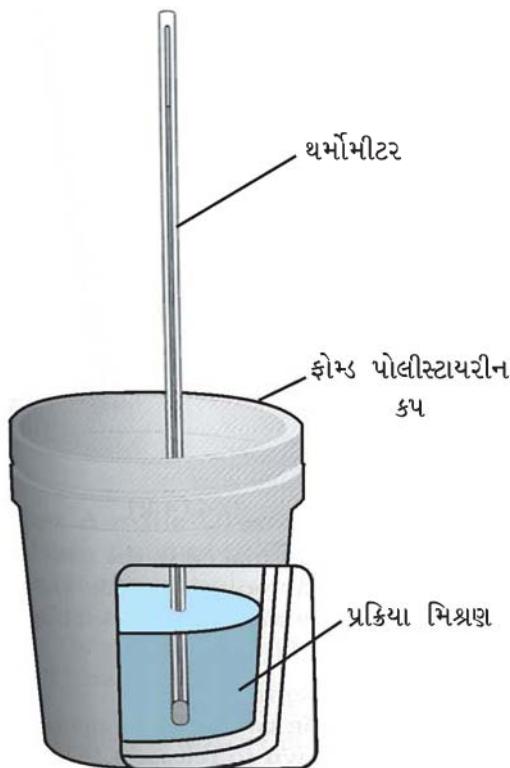
આકૃતિ 6.7 બોંબ કેલરીમિટર

કરવામાં આવે છે. બોંબ કેલરીમિટર સીલ (seal) કરેલું હોવાથી તેનું કદ બદલાતું નથી. તેથી ઉભાનો ફેરફાર અચળ કદે સંકળાયેલો ફેરફાર $\Delta V = 0$ હોય છે. આ પરિસ્થિતિમાં કાર્ય થતું નથી. કારણ કે પ્રક્રિયા બોંબ કેલરીમિટરમાં અચળ કદે કરવામાં આવેલ છે. વાયુમય પ્રક્રિયાઓ માટે પણ કોઈ કાર્ય થતું નથી. કારણ કે $\Delta V = 0$ છે. પ્રક્રિયા પૂર્ણ થયા બાદ કેલરીમિટરના તાપમાનના ફેરફારના અવલોકનોને q_v ના મૂલ્યમાં કેલરીમિટરના ઉભાધારિતા મૂલ્યનો ઉપયોગ કરી સમીકરણ 6.11 વડે માપી શકાય છે.

(b) ΔH માપન :

અચળ દબાણે ઉભા ફેરફારના માપન (સામાન્ય રીતે વાતાવરણ દબાણો) આકૃતિ 6.8માં દર્શાવ્યા પ્રમાણોના કેલરીમીટરની મદદથી કરી શકાય છે. આપણે જાણીએ છીએ કે $\Delta H = q_p$ (અચળ p એ) અને તેટલા માટે અચળ દબાણે શોષાયેલી અથવા ઉદ્ભવેલી ઉભા q_p ને પ્રક્રિયાની ઉભા અથવા પ્રક્રિયાની એન્થાલ્પી $\Delta_r H$ કહે છે.

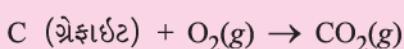
ઉભાક્ષેપક પ્રક્રિયામાં ઉભા ઉદ્ભવે છે અને પ્રણાલી ઉભા ગુમાવે છે અને પર્યાવરણને આપે છે. આથી q_p ઋણ થશે અને $\Delta_r H$ પણ ઋણ થશે. તે જ પ્રમાણે ઉભાશોષક પ્રક્રિયા માટે શોષાયેલી ઉભા q_p ધન થશે અને $\Delta_r H$ પણ ધન થશે.



આકૃતિ 6.8 અચળ દબાણે (વાતાવરણ દબાણો) ઉભા ફેરફાર માપવાનું કેલરીમીટર

કોયડો 6.6

1 g ગ્રેફાઈટને 298 K તાપમાને અને 1 વાતાવરણ દબાણો નીચેની પ્રક્રિયા પ્રમાણે બોંબ કેલરીમીટરમાં વધુ પ્રમાણમાં ઓક્સિજનની હાજરીમાં બાળવામાં આવ્યો.



પ્રક્રિયા દરિમયાન તાપમાન 298 Kથી વધી 299 K થાય છે. બોંબ કેલરીમીટરની ઉભાધારિતા જો 20.7 kJ/K

હોય તો 298 K તાપમાન અને 1 atm દબાણે ઉપરની પ્રક્રિયાની એન્થાલ્પી કેટલી થશે ?

ઉકેલ :

ધારો કે q પ્રક્રિયા મિશ્રણમાંની ઉભાનો જથ્થો છે અને C_v કેલરીમીટરની ઉભાધારિતા છે, તો કેલરીમીટર વડે શોષાયેલી ઉભાનો જથ્થો થશે.

$$q = C_v \times \Delta T$$

પ્રક્રિયામાંની ઉભા જથ્થાની માત્રા સરખી રહેશે, પરંતુ વિરુદ્ધ સંશોધન થશે, કારણ કે પ્રણાલી એ (પ્રક્રિયા મિશ્રણ) ઉભા ગુમાવેલ છે અને તેટલી જ ઉભા કેલરીમીટર વડે મેળવાયેલ છે.

$$\begin{aligned} q &= -C_v \times \Delta T = -20.7 \text{ kJ/K} \times (299 - 298) \text{ K} \\ &= -20.7 \text{ kJ} \end{aligned}$$

અહીંયા ઋણ સંશોધન સૂચવે છે કે પ્રક્રિયા ઉભાક્ષેપક પ્રકારની છે. આથી 1 g ગ્રેફાઈટના દહન માટે થશે.

1 mol ગ્રેફાઈટના દહન માટે,

$$= \frac{12.0 \text{ g mol}^{-1} \times (-20.7 \text{ kJ})}{1 \text{ g}}$$

$$= -2.48 \times 10^2 \text{ kJ mol}^{-1} \quad (\text{કારણ કે } \Delta n_g = 0)$$

$$\therefore \Delta H = \Delta U = -2.48 \times 10^2 \text{ kJ mol}^{-1}$$

6.4 એન્થાલ્પી ફેરફાર, પ્રક્રિયાની $\Delta_r H$ – પ્રક્રિયા એન્થાલ્પી (Enthalpy Change, $\Delta_r H$ of Reaction Enthalpy)

રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં પ્રક્રિયકો નીપજમાં પરિવર્તન પામે છે અને તેને પ્રક્રિયકો \rightarrow નીપજો તરીકે દર્શાવાય છે.

પ્રક્રિયા સાથે સંકળાયેલ એન્થાલ્પી ફેરફારને પ્રક્રિયા એન્થાલ્પી કહે છે. રાસાયણિક પ્રક્રિયા માટે એન્થાલ્પી ફેરફાર $\Delta_r H$ સંશોધન વડે દર્શાવાય છે.

$$\begin{aligned} \Delta_r H &= (\text{નીપજોની એન્થાલ્પીનો સરવાળો}) - \\ &\quad (\text{પ્રક્રિયકોની એન્થાલ્પીનો સરવાળો}) \end{aligned}$$

$$= \sum_i a_i H_{\text{નીપજો}} - \sum_i b_i H_{\text{પ્રક્રિયકો}} \quad (6.14)$$

અહીંયા સંશોધન Σ (સિંગ્મા) સરવાળા માટે વપરાયેલ છે. a_i અને b_i અનુકૂળે નીપજો અને પ્રક્રિયકોના સંતુલિત

રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં તત્ત્વયોગમિત્ય ગુણાંક છે. ઉદાહરણ તરીકે નીચેની પ્રક્રિયા માટે



$$\begin{aligned}\Delta_r H &= \sum_i a_i H_{\text{નીપણે}} - \sum_i b_i H_{\text{પ્રક્રિયા}} \\ &= [H_m(\text{CO}_2, \text{g}) + 2H_m(\text{H}_2\text{O}, \text{l})] - [H_m(\text{CH}_4, \text{g}) + 2H_m(\text{O}_2, \text{g})]\end{aligned}$$

જ્યાં, H_m મોલર એન્થાલ્પી છે.

એન્થાલ્પી ફેરફાર એક અગત્યની રાશિ છે. ઔદ્યોગિક રાસાયણિક પ્રક્રિયાનું અચળ તાપમાન જાળવી રાખવાની જરૂર પડે ત્યારે આ રાશિનું જ્ઞાન જરૂરી બને છે. જેથી ગરમી આપવી કે ઠંડું પાડવું તેનું આયોજન કરી શકાય છે. તાપમાન પર આધારિત સંતુલન અચળાંક ગણવા માટે પણ તેની જરૂર પડે છે.

(a) પ્રક્રિયાની પ્રમાણિત એન્થાલ્પી :

પ્રક્રિયાની એન્થાલ્પી પ્રક્રિયા કરી પરિસ્થિતિમાં કરવામાં આવી છે તેના પર આધારિત છે. આથી આપણો કોઈ પ્રમાણિત પરિસ્થિતિ દર્શાવવી જોઈએ. પ્રક્રિયાની પ્રમાણિત એન્થાલ્પી જ્યારે પ્રક્રિયામાં ભાગ લેતા બધા જ પદાર્થો તેમની પ્રમાણિત અવસ્થામાં હોય ત્યારે મળતો એન્થાલ્પી ફેરફાર છે.

પદાર્થની પ્રમાણિત અવસ્થા નિશ્ચિત તાપમાને અને 1 bar દબાણે તેનું શુદ્ધ સ્વરૂપ છે. ઉદાહરણ તરીકે પ્રવાહી ઈથેનોલની પ્રમાણિત અવસ્થા 298 K તાપમાને અને 1 bar

દબાણે શુદ્ધ પ્રવાહી ઈથેનોલ છે. ઘન આયર્નની પ્રમાણિત અવસ્થા 500 K તાપમાને 1 bar દબાણે શુદ્ધ આયર્ન છે. સામાન્ય રીતે માહિતી 298 K તાપમાને લેવામાં આવે છે.

પ્રમાણિત અવસ્થાઓ સંજ્ઞા ΔH^\ominus મૂર્ખ (superscript) તરીકે \ominus વડે દર્શાવાય છે. દા.ત., ΔH^\ominus

(b) કલા રૂપાંતરણ (પરિવર્તન) દરમિયાન એન્થાલ્પી ફેરફાર (Enthalpy Changes During Phase Transformation)

કલા રૂપાંતરણ ઉભા ફેરફારને સમાવિષ્ટ કરે છે. ઉદાહરણ તરીકે બરફને પીગળવા માટે ઉભા જોઈએ છીએ. સામાન્ય રીતે આ ગલન અચળ દબાણે (વાતાવરણ દબાણે) અને કલા પરિવર્તન દરમિયાન તાપમાન અચળ (273 K) રહે છે.



અહીંથાં $\Delta_{fus}H^\ominus$ પ્રમાણિત અવસ્થામાં ગલન એન્થાલ્પી છે. જો પાડી રહે તો પ્રકમ ઉલટો થાય છે અને તે સમયે ઉભાનું સમાન પ્રમાણ પર્યાવરણને આપી દે છે.

એક મોલ ઘન પદાર્થને તેની પ્રમાણિત અવસ્થામાંથી ગલન થતાં તેની સાથે સંકળાયેલ એન્થાલ્પી ફેરફારને પ્રમાણિત ગલન એન્થાલ્પી અથવા ગલનની મોલર એન્થાલ્પી $\Delta_{fus}H^\ominus$ કહેવામાં આવે છે.

ઘનનું ઓગળવું ઉભાશોષક છે તેથી ગલન એન્થાલ્પી ઘન હોય છે. પાણીને બાધીભવન માટે ઉભાની જરૂર પડે

કોષ્ટક 6.1 ગલન અને બાધનના પ્રમાણિત એન્થાલ્પી ફેરફારો

પદાર્થ	T_f/K	$\Delta_{fus}H^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	T_b/K	$\Delta_{vap}H^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$
N_2	63.15	0.72	77.35	5.59
NH_3	195.40	5.65	239.73	23.35
HCl	159.0	1.992	188.0	16.15
CO	68.0	6.836	82.0	6.04
CH_3COCH_3	177.8	5.72	329.4	29.1
CCl_4	250.16	2.5	349.69	30.0
H_2O	273.15	6.01	373.15	40.79
NaCl	1081.0	28.8	1665.0	170.0
C_2H_6	278.65	9.83	353.25	30.8

(T_f અને T_b અનુકૂળ ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ છે.)

છે. તેના ઉત્કલનબંદુના અચળ તાપમાને T_b અને અચળ દબાણે



$\Delta_{vap}H^\ominus$ બાધ્યનની પ્રમાણિત એન્થાલ્પી છે.

એક મોલ પ્રવાહીને અચળ તાપમાને અને અચળ દબાણ હેઠળ (1 bar) બાધ્યાયન કરવા માટે જરૂરી ઉઘમાને પ્રમાણિત બાધ્યન એન્થાલ્પી અથવા મોલર બાધ્યન એન્થાલ્પી $\Delta_{vap}H^\ominus$ કહેવામાં આવે છે.

ઉર્ધ્વપાતનમાં ઘન પદાર્થ સીધો જ બાધ્ય સ્વરૂપમાં ફેરવાય છે. ઘન CO_2 અથવા સૂક્કો બરફ 195 K તાપમાને ઉર્ધ્વપાતન પામે છે અને $\Delta_{sub}H^\ominus = 25.2 \text{ kJ mol}^{-1}$ છે. નેથેલીન ધીમેથી ઉર્ધ્વપાતન પામે છે અને આને માટે $\Delta_{sub}H^\ominus = 73.0 \text{ kJ mol}^{-1}$ છે.

પ્રમાણિત ઉર્ધ્વપાતન એન્થાલ્પી $\Delta_{sub}H^\ominus$ જ્યારે એક મોલ ઘન પદાર્થ અચળ તાપમાને અને પ્રમાણિત દબાણ હેઠળ (1 bar) ઉર્ધ્વપાતન થાય તે દરમિયાનનો એન્થાલ્પી ફેરફાર છે.

એન્થાલ્પી ફેરફારની માત્રા પદાર્થમાંના આંતરઆખીય પારસ્પરિક ડિયાઓની પ્રબળતા, જે કલા પરિવર્તન પામે છે તેના પર આધાર રાખે છે. ઉદાહરણ તરીકે પાણીની પ્રવાહી સ્થિતિમાં પ્રબળ હાઈડ્રોજન બંધ પાણીને પ્રવાહી અવસ્થામાં જકડીને રાખે છે. એસીટોન જેવા કાર્ਬનિક પ્રવાહી માટે દ્વિપ્રુવ-દ્વિપ્રુવ પારસ્પરિક ડિયાઓ સૂચક રીતે નભળી હોય છે. આથી 1 મોલ પાણીની બાધ્ય કરતાં 1 મોલ એસીટોનની બાધ્ય કરવા માટે ઓછી ઉઘમાની જરૂર પડે છે. કોષ્ટક 6.1માં કેટલાક પદાર્થની પ્રમાણિત ગલન એન્થાલ્પી અને પ્રમાણિત બાધ્યન એન્થાલ્પી આપેલ છે.

કોયડો 6.7

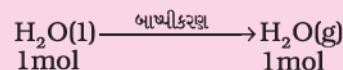
એક તરવૈયો પુલમાંથી બહાર આવે છે ત્યારે તેનું શરીર પાણીની ફિલ્મ(film)થી ઢંકાપેલ છે જેનું વજન 18 g છે. 298 K તાપમાને આ પાણીનું બાધીભવન કરવા માટે કેટલી ઉઘા જોઈશે? 298K તાપમાને બાધીભવનની આંતરિક ઊર્જા ગણો.

પાણી માટે $\Delta_{vap}H^\ominus$

$$278 \text{ K તાપમાને} = 44.01 \text{ kJ mol}^{-1}$$

ઉકેલ :

આપણે બાધીકરણના પ્રકમને નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકીએ.



18 ગ્રામ $\text{H}_2\text{O(l)}$ ની મોલની સંખ્યા

$$= \frac{18 \text{ g}}{18 \text{ g mol}^{-1}} \\ = 1 \text{ mol}$$

તાપમાને પાણીને બાધીકૃત કરવા માટે આપેલી ઉઘમા

$$= n \times \Delta_{vap}H^\ominus \\ = (1 \text{ mol}) \times (44.01 \text{ kJ mol}^{-1}) \\ = 44.01 \text{ kJ}$$

$$\Delta_{vap}U = \Delta_{vap}H^\ominus - p\Delta V = \Delta_{vap}H^\ominus - \Delta n_g RT \\ (\text{વરાળ આદર્શ વાયુ તરીકે વર્તે છે તેમ ધારીએ.)$$

$$= \Delta_{vap}H^\ominus - \Delta n_g RT \\ = 44.01 \text{ kJ mol}^{-1} - (1)(8.314 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1})(278 \text{ K})(10^{-3} \text{ kJ J}^{-1}) \\ \Delta_{vap}H^\ominus = 44.01 \text{ kJ} - 2.48 \text{ kJ} \\ = 41.53 \text{ kJ}$$

કોયડો 6.8

1 મોલ પાણી 100°C તાપમાને અને 1 બાર દબાણે 0°C તાપમાને બરફમાં રૂપાંતર પામે છે તો આંતરિક ઊર્જામાં થતો ફેરફાર ગણો, પાણીની બાધ્યને વાયુરૂપ બરફની ગલન એન્થાલ્પી 6.00 kJ mol⁻¹ છે અને પાણીની ઉઘાક્ષમતા 4.2 J/g°C

ઉકેલ : ફેરફાર આ પ્રમાણે થાય છે.

પ્રદ - 1 : 1 મોલ H_2O (l, 100°C) ® 1 મોલ H_2O (l, 0°C)

એન્થાલ્પી ફેરફાર DH_1

પ્રદ - 2 : 1 મોલ H_2O (l, 0°C) ® 1 મોલ H_2O (S, 0°C)

એન્થાલ્પી ફેરફાર DH_2

તેથી કુલ એન્થાલ્પી ફેરફાર $DH = DH_1 + DH_2$

$$DH_1 = -(18 - 4.2 - 100)\text{ J mol}^{-1} \\ = - 7560 \text{ J mol}^{-1} \\ = - 7.56 \text{ KJ mol}^{-1}$$

$$DH_2 = - 6.00 \text{ KJ mol}^{-1}$$

કોષ્ટક 6.2 કેટલાક પસંદ કરેલા પદાર્થની 298 K તાપમાને પ્રમાણિત મોલર સર્જન એન્થાલ્પી ($\Delta_f H^\ominus$)

પદાર્થ	$\Delta_f H^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	પદાર્થ	$\Delta_f H^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$
Al ₂ O ₃ (s)	-1675.7	HI(g)	+26.48
BaCO ₃ (s)	-1216.3	KCl(s)	-436.75
Br ₂ (l)	0	KBr(s)	-393.8
Br ₂ (g)	+30.91	MgO(s)	-601.70
CaCO ₃ (s)	-1206.92	Mg(OH) ₂ (s)	-924.54
C (હીરો)	+1.89	NaF(s)	-573.65
C (ગ્રેફાઈટ)	0	NaCl(s)	-411.15
CaO(s)	-635.09	NaBr(s)	-361.06
CH ₄ (g)	-74.81	NaI(s)	-287.78
C ₂ H ₄ (g)	52.26	NH ₃ (g)	-46.11
CH ₃ OH(l)	-238.86	NO(g)	+90.25
C ₂ H ₅ OH(l)	-277.69	NO ₂ (g)	+33.18
C ₆ H ₆ (l)	+49.0	PCl ₃ (l)	-319.70
CO(g)	-110.53	PCl ₅ (s)	-443.5
CO ₂ (g)	-393.51	SiO ₂ (s) (કવાટ્ઝ)	-910.94
C ₂ H ₆ (g)	-84.68	SnCl ₂ (s)	-325.1
Cl ₂ (g)	0	SnCl ₄ (l)	-511.3
C ₃ H ₈ (g)	-103.85	SO ₂ (g)	-296.83
n – C ₄ H ₁₀ (g)	-126.15	SO ₃ (g)	-395.72
HgS(s) (લાલ)	-58.2	SiH ₄ (g)	+34
H ₂ (g)	0	SiCl ₄ (g)	-657.0
H ₂ O(g)	-241.82	C(g)	+716.68
H ₂ O(l)	-285.83	H(g)	+217.97
HF(g)	-271.1	Cl(g)	+121.68
HCl(g)	-92.31	Fe ₂ O ₃ (s)	-824.2
HBr(g)	-36.40		

$$\text{તથી } \Delta H = -7.56 \text{ KJmol}^{-1} + (-6.00 \text{ KJmol}^{-1}) \\ = -13.56 \text{ KJmol}^{-1}$$

પ્રવાહીમાંથી ધનમાં ફેરફાર થાય ત્યારે કદ તફાવત અવગણી શકાય તેવો હોય છે.

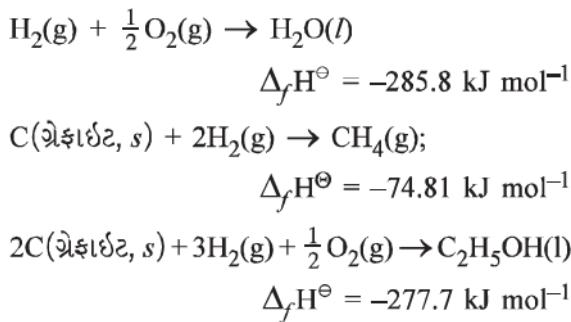
$$\text{તથી, } P\Delta V = Pn(g)RT = 0$$

$$\therefore \Delta V = DV = -13.56 \text{ KJmol}^{-1}$$

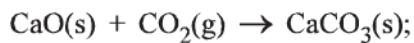
(c) પ્રમાણિત સર્જન એન્થાલ્પી

એક મોલ પદાર્થની તેના તત્ત્વો જે તેમની સ્થાયી અવસ્થામાં છે (જેને સંદર્ભ અવસ્થા તરીકે ઓળખવામાં આવે

છે) તેમાંથી રચાય છે ત્યારે થતો એન્થાલ્પી ફેરફાર પ્રમાણિત સર્જન મોલર એન્થાલ્પી કહેવાય છે. તેની સંશો $\Delta_f H^\ominus$ છે, જ્યાં પાદાંક f દર્શાવે છે કે પદાર્થ તેની પ્રમાણિત અવસ્થામાં તેના તત્ત્વો જે પણ પ્રમાણિત અવસ્થામાં છે તેના જોડાવાથી સર્જન પામેલ છે. સંદર્ભ અવસ્થામાં તત્ત્વોના તેમની સૌથી વધુ સ્થાયી અવસ્થામાં 25 °C તાપમાન અને 1 bar દબાણે છે. ઉદાહરણ તરીકે ડાયહાઇડ્રોજન માટે સંદર્ભ અવસ્થા H₂ વાયુ છે અને ડાયઓક્સિજન, કાર્బન અને સલ્ફર માટે અનુકૂળે O₂ વાયુ, C_{ગ્રેફાઈટ} અને S_{રૂહોબ્જિક} છે. કેટલીક પ્રક્રિયાઓ તેમની પ્રમાણિત મોલર સર્જન એન્થાલ્પી સાથે નીચે આપેલ છે :



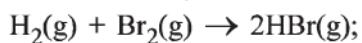
એ સમજવું અગત્યનું છે કે પ્રમાણિત મોલર સર્જન એન્થાલ્પી $\Delta_f H^\ominus$ એક ખાસ બાબત છે જ્યાં એક મોલ પદાર્થ તેના ઘટક તત્ત્વોમાંથી બને છે જે ઉપરના સમીકરણમાં પાણી, મિથેન અને ઈથેનોલના 1 મોલ બન્યા છે. આની વિરુદ્ધમાં ઉભાક્ષેપક પ્રક્રિયા માટે એન્થાલ્પી ફેરફાર,



$$\Delta_f H^\ominus = -178.3 \text{ kJ mol}^{-1}$$

કેલ્ખિયમ કાર્બોનેટની સર્જન એન્થાલ્પી નથી. કેલ્ખિયમ કાર્બોનેટ બીજા સંયોજનોમાંથી બનેલો છે અને તેના ઘટક તત્ત્વોમાંથી નાણિ. વળી, નીચે આપેલી પ્રક્રિયા માટે તે પ્રમાણિત એન્થાલ્પી પણ નથી. HBr(g) માટે $\Delta_f H^\ominus$ પ્રમાણિત સર્જન ઉભા નથી.

HBr(g) માટે $\Delta_f H^\ominus$ સર્જન એન્થાલ્પી :

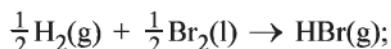


$$\Delta_f H^\ominus = -72.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

અહીંથી એક મોલને બદલે બે મોલ નીપજ તેના તત્ત્વોમાંથી બની છે એટલે કે,

$$\Delta_r H^\ominus = 2\Delta_f H^\ominus$$

આથી સમાન ગુણાંક વડે ભાગવામાં આવે છે. આથી સમતોલિત સમીકરણને 2 વડે ભાગવામાં આવે છે. જેથી, HBr(g) ની સર્જન એન્થાલ્પી આ પ્રમાણે લખી શકાય :

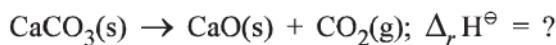


$$\Delta_f H^\ominus = -36.41 \text{ kJ mol}^{-1}$$

કેટલાક સામાન્ય પદાર્થોની પ્રમાણિત સર્જન એન્થાલ્પી કોષ્ટક 6.2માં આપેલ છે.

પ્રણાલિકા પ્રમાણે કોઈ તત્ત્વની પ્રમાણિત એન્થાલ્પી $\Delta_f H^\ominus$ સંદર્ભ અવસ્થામાં એટલે કે સૌથી સ્થાયી અવસ્થામાં શૂન્ય લેવામાં આવે છે.

ધારો કે તમે કેમિકલ એન્જિનિયર છો અને જાણવું છે કે કેલ્ખિયમ કાર્બોનેટના કેલ્ખિયમ ઓક્સાઈડ અને કાર્બન ડાયોક્સાઈડમાં વિઘટન માટે કેટલી ઉભાની જરૂર પડશે? બધા જ પદાર્થો પ્રમાણિત અવસ્થામાં છે.



આપણે અહીંથી પ્રમાણિત સર્જન એન્થાલ્પીનો ઉપયોગ કરીશું અને પ્રક્રિયા માટે એન્થાલ્પી ફેરફાર ગણીશું. નીચેના સામાન્ય સમીકરણનો ઉપયોગ કરીને એન્થાલ્પી ફેરફારની ગણતરી કરી શકીએ.

$$\Delta_r H^\ominus = \sum_i a_i \Delta_f H^\ominus (\text{નીપજ}) - \sum_i b_i \Delta_f H^\ominus (\text{પ્રક્રિયકો}) \quad (6.15)$$

જ્યાં, a અને b સમતોલિત સમીકરણમાં નીપજો અને પ્રક્રિયકોના અનુક્રમે તત્ત્વયોગભિત્તિય ગુણાંકો છે. ઉપરનું સમીકરણ આપણે કેલ્ખિયમ કાર્બોનેટના વિઘટનને લાગુ પાડીએ. અહીંથી ગુણાંકો a અને b દરેક 1 છે.

$$\text{આથી, } \Delta_r H^\ominus = \Delta_f H^\ominus [\text{CaO(s)}] + \Delta_f H^\ominus [\text{CO}_2(\text{g})] - \Delta_f H^\ominus [\text{CaCO}_3(\text{s})]$$

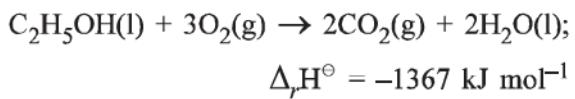
$$= 1(-635.1 \text{ kJ mol}^{-1}) + 1(-393.5 \text{ kJ mol}^{-1}) - 1(-1206.9 \text{ kJ mol}^{-1})$$

$$= 178.3 \text{ kJ mol}^{-1}$$

આમ, $\text{CaCO}_3(\text{s})$ ના વિઘટનની પ્રક્રિયા ઉભાશોષક છે અને તેથી તમારે ઈચ્છિત નીપજ મેળવવા માટે ગરમ કરવું પડશે.

(d) ઉભારાસાયણિક સમીકરણો :

સમતોલિત ચાસાયણિક સમીકરણ જેમાં તેના $\Delta_r H^\ominus$ મૂલ્યનો સમાવેશ થયેલો હોય છે તેને ઉભારાસાયણિક સમીકરણ કહે છે. આપણે સમીકરણમાં પદાર્થની (અપરાદૃપ અવસ્થા સહિત) બૌતિક અવસ્થાનો પણ નિર્દેશ કરીએ છીએ. ઉદાહરણ તરીકે,

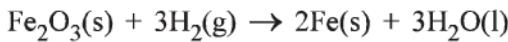


ઉપરનું સમીકરણ પ્રવાહી ઈથેનોલનું અચળ તાપમાન અને દબાંણો દણન દર્શાવે છે. એન્થાલ્પી ફેરફારની ઋણ સંશો ઉભાશોષક પ્રક્રિયા સૂચયે છે.

ઉભારાસાયણિક સમીકરણો માટે નીચેની પ્રણાલિકાઓ (conventions) જાણવી જરૂરી હોય છે :

1. સમતોલિત ઉભારાસાયણિક સમીકરણમાં ગુણાંકો પ્રક્રિયામાં સંકળાયેલા પ્રક્રિયકો અને નીપજોના મોલની (અશુભો નાણિ) સંખ્યા સૂચયે છે.
2. $\Delta_r H^\ominus$ નું સંખ્યાત્મક મૂલ્ય સમીકરણથી નિર્દેશ કરેલા પદાર્થોના મોલની સંખ્યા સૂચયે છે. પ્રમાણિત એન્થાલ્પી ફેરફાર $\Delta_r H^\ominus$ ના એકમ kJ mol^{-1} હોય છે.

આ જ્વાલને સમજવા માટે આપણે નીચેની પ્રક્રિયાની ઉભાગતિ ગણતરી કરીએ :



કોષ્ટક (6.2)માંથી પ્રમાણિત સર્જન અન્યાંત્રી ($\Delta_f H^\ominus$)ના મૂલ્યો લેતાં, આપણે શોધી શકીશું કે,

$$\Delta_f H^\ominus(\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = -285.83 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta_f H^\ominus(\text{Fe}_2\text{O}_3, \text{s}) = -824.2 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\text{વળી, } \Delta_f H^\ominus(\text{Fe}, \text{s}) = 0 \text{ અને } \Delta_f H^\ominus(\text{H}_2, \text{g}) = 0$$

પ્રણાલિકા પ્રમાણે.

$$\text{હવે, } \Delta_r H^\ominus = 3(-285.83 \text{ kJ mol}^{-1})$$

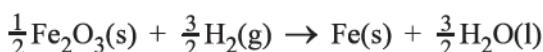
$$- 1(-824.2 \text{ kJ mol}^{-1})$$

$$= (-857.5 + 824.2) \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$= -33.3 \text{ kJ mol}^{-1}$$

એ નોંધો કે ગુણાંકો જેનો આ ગણતરીમાં ઉપયોગ કર્યો છે તે શુદ્ધ અંકો છે અને તે અનુરૂપ તત્ત્વોયગમિત્રિય ગુણાંક છે. $\Delta_r H^\ominus$ નો એકમ kJ mol^{-1} છે. જેનો અર્થ છે કે પ્રક્રિયાના પ્રતિ મોલ.

આપણે એકવાર રાસાયણિક સમીકરણને અમૃક ચોક્કસ પ્રકારે સમતોલિત કરીએ છીએ ત્યારે તે પ્રક્રિયાના મોલની વ્યાખ્યા આપે છે. જો આપણી પાસે સમતોલિત સમીકરણ બીજી કોઈ રીતે મેળવેલું હોય તો, ઉદાહરણ તરીકે,



પ્રક્રિયાનો આ જથ્થો પ્રક્રિયાના એક મોલનો હશે અને $\Delta_r H^\ominus$ થશે.

$$\Delta_r H_2^\ominus = \frac{3}{2}(-285.83 \text{ kJ mol}^{-1}) - \frac{1}{2}(-824.2 \text{ kJ mol}^{-1})$$

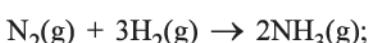
$$= (-428.7 + 412.1) \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$= -16.6 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$= \frac{1}{2}\Delta_r H_1^\ominus$$

આ દર્શાવે છે કે અન્યાંત્રી માત્રાત્મક ગુણધર્મ છે.

3. જ્વારે રાસાયણિક પ્રક્રિયાને પ્રતિગામી કરીએ ત્યારે $\Delta_r H^\ominus$ નું મૂલ્ય પણ સંજ્ઞામાં ઉલદું બની જાય છે. ઉદાહરણ તરીકે,



$$\Delta_r H^\ominus = -91.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$



$$\Delta_r H^\ominus = +91.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

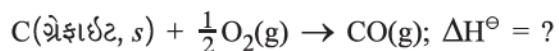
(e) હેસ(Hess)નો ઉભા સંકલનનો નિયમ :

આપણે જાણીએ છીએ કે અન્યાંત્રી અવસ્થા વિધેય છે તેથી કરીને અન્યાંત્રી પ્રારંભિક (પ્રક્રિયકો) અને અંતિમ (નીપણો) અવસ્થાના પથથી સ્વતંત્ર હોય છે. બીજા શર્દોમાં કહીએ તો પ્રક્રિયાનો અન્યાંત્રી ફેરફાર પ્રક્રિયા એક તબક્કામાં કે શ્રેષ્ઠીબદ્ધ તબક્કામાં થયેલ છે છતાં સરખો રહે છે. આને હેસના નિયમ તરીકે નીચે પ્રમાણે નિવેદિત કરી શકાય :

જો પ્રક્રિયા જુદા જુદા તબક્કામાં થતી હોય તો તેની પ્રમાણિત પ્રક્રિયા અન્યાંત્રી પ્રક્રિયાના મધ્યવર્તી તબક્કાની જેમાં એકદર પ્રક્રિયા સમાન તાપમાને વિભાજિત કરી શકતી હોય, તેમાં તેમની અન્યાંત્રીનો સરવાળો પ્રમાણિત પ્રક્રિયાની અન્યાંત્રી હશે.

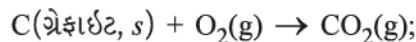
આપણે ઉદાહરણની મદદથી આ નિયમની અગત્ય સમજીએ.

નીચેની પ્રક્રિયાનો અન્યાંત્રી ફેરફાર ગણો :

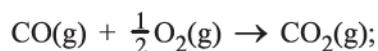


CO(g) મુખ્ય નીપણ છે છતાં કેટલોક CO_2 વાયુ પણ પ્રક્રિયામાં બને છે. તેથી આપણે આ પ્રક્રિયાનો અન્યાંત્રી ફેરફાર સીધો જ ગણી શકીએ નહિ. જો આપણે એવી કોઈ પ્રક્રિયાઓ શોધીએ જેમાં સંબંધિત સ્પીસિઝ સંકળાઈ જતી હોય તો ઉપરની પ્રક્રિયા માટે અન્યાંત્રી ફેરફાર ગણી શકીએ.

આપણે નીચેની પ્રક્રિયાઓ લઈએ :



$$\Delta_r H^\ominus = -393.5 \text{ kJ mol}^{-1} \quad \dots(i)$$



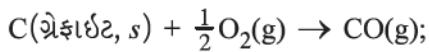
$$\Delta_r H^\ominus = -283.0 \text{ kJ mol}^{-1} \quad \dots(ii)$$

આપણે ઉપરની બન્ને પ્રક્રિયાઓને એવી રીતે સંયોજાએ કે ઈચ્છિત પ્રક્રિયા મળે. એક મોલ CO(g) ને જમણી બાજુ મેળવવા માટે સમીકરણ (ii)ને પ્રતિવર્તી રીતે લખીએ. અહીંથાં ઉભા ઉદ્ભવવાને બદલે શોષાશે. આથી આપણે $\Delta_r H^\ominus$ ના મૂલ્યની સંજ્ઞા બદલીશું.



$$\Delta_r H^\ominus = +283.0 \text{ kJ mol}^{-1} \quad \dots(iii)$$

સમીકરણ (i) અને (iii)નો સરવાળો કરતાં આપણને ઈચ્છિત સમીકરણ મળશે.

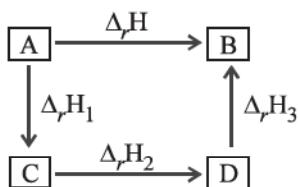


$$\begin{aligned} \text{જેને માટે } \Delta_f H^\ominus &= (-393.5 + 283.0) \\ &= -110.5 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

સામાન્ય રીતે જો એકંદર પ્રક્રિયા $A \rightarrow B$ ની એન્થાલ્પી એક જ તબક્કામાં $\Delta_f H$ હોય અને $\Delta_f H_1, \Delta_f H_2, \Delta_f H_3, \dots$ જુદી જુદી દર્શાવતી પ્રક્રિયાઓની એન્થાલ્પી હોય અને છેવટે નીપજ વિભાગ B આપતું હોય તો બીજા માર્ગ ગણતાં,

$$\Delta_f H = \Delta_f H_1 + \Delta_f H_2 + \Delta_f H_3, \dots \quad (6.16)$$

તેને નીચે પ્રમાણે રજૂ કરી શકાય :



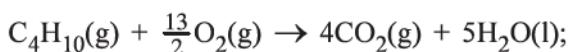
6.5 જુદા જુદા પ્રકારની પ્રક્રિયાઓ માટે એન્થાલ્પી (Enthalpies for Different Types of Reactions)

પ્રક્રિયાના પ્રકારને દર્શાવતી એન્થાલ્પીને નામ આપવાનું વધુ અનુકૂળ રહેશે.

(a) દહનની પ્રમાણિત એન્થાલ્પી (સંશા : $\Delta_c H^\ominus$)

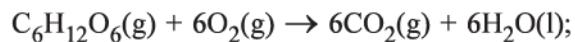
દહન પ્રક્રિયાઓ સ્વભાવે ઉખાક્ષેપક હોય છે. આ ઉદ્યોગોમાં રોકેટના કાર્યોમાં અને અગત્યના જીવનના તબક્કાઓમાં ઉપયોગી છે. દહનની પ્રમાણિત એન્થાલ્પીની વ્યાખ્યા આપી શકીએ કે પદાર્થનો એક મોલ (અથવા એકમ જથ્થા દીઠ) દહન પામે છે અને બધા જ પ્રક્રિયકો અને નીપજો નિર્દિષ્ટ તાપમાને તેમની પ્રમાણિત અવસ્થામાં હોય ત્યારે થતો એન્થાલ્પી ફેરફાર છે.

રાંધણા ગેસના સિલિન્ડરમાં મોટે ભાગે બ્યુટેન (C_4H_{10}) હોય છે. એક મોલ બ્યુટેનના સંપૂર્ણ દહન દરમિયાન 2658 kJ ઉખા ઉત્પન્ન થાય છે. આને માટે આપણે ઉખા રાસાયણિક પ્રક્રિયા આ પ્રમાણે લખી શકીએ :



$$\Delta_f H^\ominus = -2658.0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

આ જ પ્રમાણે ગ્લુકોઝનું દહન 2802.0 kJ mol⁻¹ ઉખા આપે છે જેને માટે એકંદર પ્રક્રિયા છે.



$$\Delta_f H^\ominus = -2802.0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

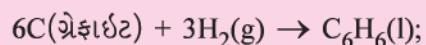
આપણું શરીર પણ ખોરાકમાંથી ઊર્જા પેદા કરે છે, જેમાં આ જ પ્રમાણેની દહન પ્રક્રિયાઓ હોય છે. જો કે અંતિમ નીપજો શ્રેણીબદ્ધ જટિલ જીવરાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ જેમાં ઉત્સેચકો પણ સમાવિષ્ટ થાય છે તેના અંતે મળે છે.

કોયડો 6.9

એક મોલ બેન્જિનનું દહન 298 K તાપમાન અને 1 atm દબાણે થાય છે. દહન પછી $CO_2(g)$ અને $H_2O(l)$ નીપજે છે અને 3267.0 kJ ઉખા મુક્ત થાય છે. બેન્જિનની પ્રમાણિત સર્જન એન્થાલ્પી ($\Delta_f H^\ominus$) ગણો. $CO_2(g)$ અને $H_2O(l)$ ની સર્જન એન્થાલ્પી અનુકૂમે $-393.5 \text{ kJ mol}^{-1}$ અને $-285.8 \text{ kJ mol}^{-1}$ છે.

ઉકેલ :

બેન્જિનની સર્જન પ્રક્રિયા નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :



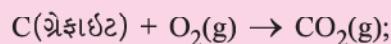
$$\Delta_f H^\ominus = ? \quad \dots(i)$$

1 mol બેન્જિનની દહન એન્થાલ્પી



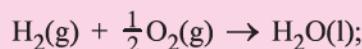
$$\Delta_c H^\ominus = -3267 \text{ kJ mol}^{-1} \quad \dots(ii)$$

1 mol $CO_2(g)$ ની સર્જન એન્થાલ્પી



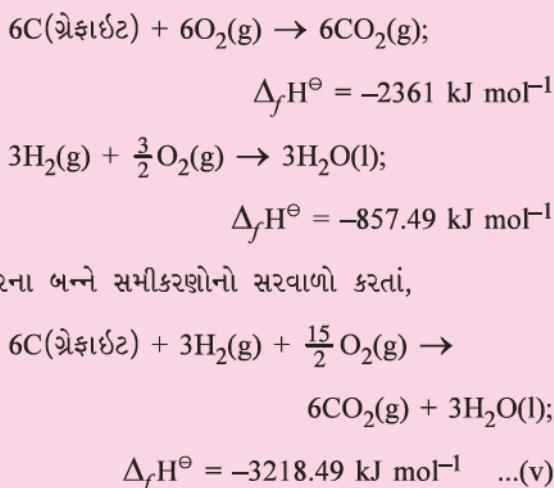
$$\Delta_f H^\ominus = -393.5 \text{ kJ mol}^{-1} \quad \dots(iii)$$

1 mol $H_2O(l)$ ની સર્જન એન્થાલ્પી

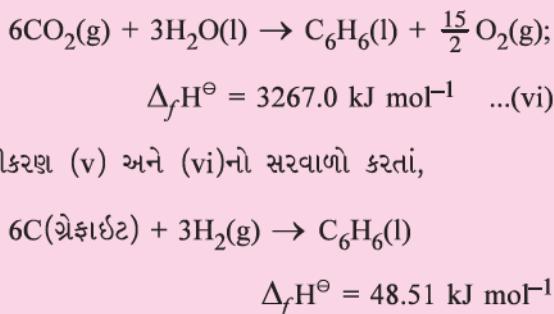


$$\Delta_f H^\ominus = -285.83 \text{ kJ mol}^{-1} \quad \dots(iv)$$

સમીકરણ (iii)ને 6 વડે અને સમીકરણ (iv)ને 3 વડે ગુણતાં,



સમીકરણ (ii)ને ઉલટાવતાં,



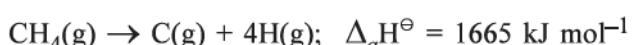
(b) પરમાણવીયકરણની અન્થાલ્પી (સંશોધન : $\Delta_a H^\ominus$)

ડાયહાઇડ્રોજનના પરમાણવીયકરણમાં નીચેનું ઉદાહરણ લઈએ :



તમે જોઈ શકો છો કે ડાયહાઇડ્રોજનના H બંધ તૂટે છે અને બે H પરમાણુઓ મળે છે. આ પ્રક્રિયા દરમિયાનનો અન્થાલ્પી ફેરફાર પરમાણવીયકરણ અન્થાલ્પી $\Delta_a H^\ominus$ તરીકે ઓળખાય છે. તે એક મોલ બંધને સંપૂર્ણપણે તેના પરમાણુઓને વાયુમય કલામાં તોડવા માટેનો અન્થાલ્પી ફેરફાર છે.

ડાયહાઇડ્રોજન (ઉપર દર્શાવેલા જેવા) દ્વિઅણુની બાબતમાં પરમાણવીયકરણ અન્થાલ્પી બંધ વિયોજન અન્થાલ્પી પણ કહેવાય છે. પરમાણવીયકરણ અન્થાલ્પીના અન્ય ઉદાહરણ છે.



એ નોંધો કે નીપજોમાં માત્ર C અને H પરમાણુઓ વાયુમય કલામાં છે. હવે આપણે નીચેની પ્રક્રિયા જોઈએ.



આ કિસ્સામાં પરમાણવીયકરણ અન્થાલ્પી ઉર્ધ્વપાતન અન્થાલ્પી જેટલી જ હોય છે.

(c) બંધ અન્થાલ્પી (સંશોધન : $\Delta_{\text{bond}} H^\ominus$)

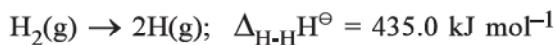
રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ રાસાયણિક બંધની રૂચના અને બંધ તોડવાને સાંકળે છે. બંધ તોડવા માટે ઊર્જાની જરૂર પડે છે અને બંધ બને છે ત્યારે ઊર્જા મુક્ત થાય છે. પ્રક્રિયાની ઉભાને રાસાયણિક બંધના બનવા અને તૂટવા સાથે સાંકળીને ગણી શકીએ. રાસાયણિક બંધ સાથે સંકળાયેલ અન્થાલ્પી ફેરફારના સંદર્ભમાં બે પર્યાયો ઉભાગતિશાખામાં ઉપયોગમાં લેવાય છે.

(i) બંધ વિયોજન અન્થાલ્પી

(ii) સરેરાશ બંધ અન્થાલ્પી

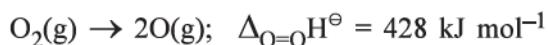
આપણે આ પર્યાયોને દ્વિપરમાણવીય અને બહુપરમાણવીય અણુઓના સંદર્ભમાં ચર્ચીએ.

દ્વિપરમાણવીય અણુઓ : નીચેની પ્રક્રિયા લઈએ જેમાં એક મોલ ડાયહાઇડ્રોજન વાયુ(H_2)ના બંધોને તોડવામાં આવ્યા છે.



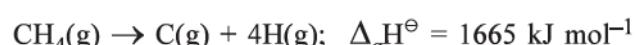
આ પ્રક્રિયામાં સંકળાયેલ અન્થાલ્પી ફેરફાર H-H બંધની બંધ વિયોજન અન્થાલ્પી છે. બંધ વિયોજન અન્થાલ્પી એક મોલ વાયુમય સહસંયોજક સંયોજનના એક મોલ સહસંયોજક બંધને તોડીને નીપજોને વાયુમય કલામાં મેળવવા માટે તોડવા દરમિયાનનો અન્થાલ્પી ફેરફાર છે.

એ નોંધો કે ડાયહાઇડ્રોજનના પરમાણવીયકરણની અન્થાલ્પી ફેરફાર જેટલી જ છે. આ બધા જ દ્વિપરમાણવીય અણુઓ માટે સાચું છે.



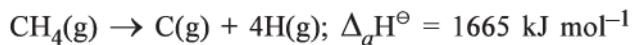
બહુઆણવીય અણુની બાબતમાં બંધ વિયોજન અન્થાલ્પી એક જ અણુમાં જુદા જુદા બંધ માટે જુદી જુદી હોય છે.

બહુપરમાણવીય અણુઓ : હવે આપણે CH_4 જેવા બહુપરમાણવીય અણુને લઈએ. તેની પરમાણવીય પ્રક્રિયા માટે એકંદર ઉભા રાસાયણિક સમીકરણ નીચે પ્રમાણે આપી શકાય :



મિથેનમાં બધા જ ચાર C-H બંધ બંધલંબાઈમાં અને ઊર્જામાં એકસરખા છે. જોકે, દરેક વ્યક્તિગત C-H બંધને નીચેના તબક્કા પ્રમાણે તોડતાં જરૂરી ઊર્જા અલગ પડે છે.

$\text{CH}_4(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3(\text{g}) + \text{H}(\text{g}); \Delta_{\text{બંધ}} H^\ominus = +427 \text{ kJ mol}^{-1}$
 $\text{CH}_3(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_2(\text{g}) + \text{H}(\text{g}); \Delta_{\text{બંધ}} H^\ominus = +439 \text{ kJ mol}^{-1}$
 $\text{CH}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}(\text{g}) + \text{H}(\text{g}); \Delta_{\text{બંધ}} H^\ominus = +452 \text{ kJ mol}^{-1}$
 $\text{CH}(\text{g}) \rightarrow \text{C}(\text{g}) + \text{H}(\text{g}); \Delta_{\text{બંધ}} H^\ominus = +347 \text{ kJ mol}^{-1}$
આથી,



આવા કિસ્સામાં **C-H** બંધની સરેરાશ બંધ એન્થાલ્પીનો ઉપયોગ કરીએ છીએ.

ઉદાહરણ તરીકે CH_4 માં $\Delta_{\text{C-H}} H^\ominus$ ને આ પ્રમાણે ગણી શકાય.

$$\begin{aligned}\Delta_{\text{C-H}} H^\ominus &= \frac{1}{4} (\Delta_a H^\ominus) = \frac{1}{4} (1665 \text{ kJ mol}^{-1}) \\ &= 416 \text{ kJ mol}^{-1}\end{aligned}$$

આપણે જાણીએ છીએ કે મિથેનમાં C-H બંધ એન્થાલ્પી 416 kJ mol^{-1} છે. એ પણ જણાયું છે કે સરેરાશ C-H બંધ એન્થાલ્પી એક સંયોજનમાંથી બીજા સંયોજનમાં જતાં થોડીક (પરંતુ વધુ પ્રમાણમાં નહિ) બદલાય છે.* જેમકે, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$, CH_3NO_2 વગેરેમાં હેસના નિયમનો ઉપયોગ

કરીને બંધ એન્થાલ્પી ગણી શકાય. કેટલાક એકલબંધ અને કેટલાક બહુ બંધની બંધ એન્થાલ્પીના મૂલ્યો કોઈક 6.3માં આપેલ છે. પ્રક્રિયા એન્થાલ્પી ઘણી ઉપયોગી રાશિ છે કારણ કે તે જૂના બંધનું તૂટવું અને નવા બંધનું રચાવું-માંથી ઉદ્ભાવે છે. જો આપણે જુદી જુદી બંધ એન્થાલ્પી જાણતા હોઈએ તો વાયુ કલામાંથી પ્રક્રિયાની એન્થાલ્પીનું પ્રાક્રિક્ષણ કરી શકીએ. પ્રક્રિયાની પ્રમાણિત એન્થાલ્પી $\Delta_r H^\ominus$ વાયુકલામાંની પ્રક્રિયામાંના પ્રક્રિયકો અને નીપળોની બંધ એન્થાલ્પી સાથે સંબંધિત છે. જેમકે,

$$\Delta_r H^\ominus = \Sigma \text{ બંધ એન્થાલ્પી}_{\text{પ્રક્રિયકો}} - \Sigma \text{ બંધ એન્થાલ્પી}_{\text{નીપળો}} \quad (6.17)**$$

આ સંબંધ ખાસ કરીને વધારે ઉપયોગી છે, જ્યારે જરૂરી $\Delta_f H^\ominus$ ના મૂલ્યો પ્રાપ્ય હોય નહિ. પ્રક્રિયાનો ચોખ્ખો (net) એન્થાલ્પી ફેરફાર એ ઊર્જાનો જથ્થો છે જે પ્રક્રિયકોના બંધોને તોડવા માટે જરૂરી ઊર્જામાંથી નીપળોના બંધોને તોડવા માટે જરૂરી ઊર્જામાંથી બાદ કરતાં મળતી ઊર્જ જેટલો છે. યાદ રાખો કે આ સંબંધ આશરા પડતો

કોઈક 6.3(a) કેટલીક સરેરાશ એકલબંધ એન્થાલ્પી kJ mol^{-1} માં 298 K તાપમાને

H	C	N	O	F	Si	P	S	Cl	Br	I	
435.8	414	389	464	569	293	318	339	431	368	297	H
	347	293	351	439	289	264	259	330	276	238	C
		159	201	272	-	209	-	201	243	-	N
			138	184	368	351	-	205	-	201	O
				155	540	490	327	255	197	-	F
					176	213	226	360	289	213	Si
						213	230	331	272	213	P
							213	251	213	-	S
								243	218	209	Cl
									192	180	Br
										151	I

કોઈક 6.3(b) કેટલીક સરેરાશ બહુ બંધ એન્થાલ્પી kJ mol^{-1} માં 298 K તાપમાને

N = N	418	C = C	611	O = O	498
N ≡ N	946	C ≡ C	837		
C = N	615	C = O	741		
C ≡ N	891	C ≡ O	1070		

* નોંધો કે બંધ વિયોજન એન્થાલ્પી અને સરેરાશ બંધ એન્થાલ્પી માટે વપરાયેલ સંશા સરખી જ છે.

** જો આપણે બંધ સર્જન એન્થાલ્પી ($\Delta_f H^\ominus_{\text{bond}}$)નો ઉપયોગ કરીએ જે વાયુમય પરમાણુથી બનેલા ખાસ પ્રકારના એક મોલ બંધની છે તો,

$$\Delta_r H^\ominus = \sum \Delta_f H^\ominus_{\text{નીપળોના બંધ}} - \sum \Delta_f H^\ominus_{\text{પ્રક્રિયકોના બંધ}}$$

(approximate) છે અને જ્યારે બધા જ પદાર્�ો (પ્રક્રિયકો અને નીપજો વાયુમય અવસ્થામાં હોય ત્યારે જ) માટે વાજબી છે છે.

(d) લેટિસ એન્થાલ્પી :

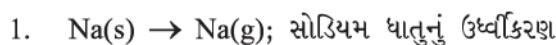
આયનીય સંયોજનની લેટિસ એન્થાલ્પી જ્યારે કોઈ આયનીય સંયોજનનો એક મોલ તેના આયનોમાં વાયુમય અવસ્થામાં વિયોજન પામે ત્યારે થતો એન્થાલ્પી ફેરફર છે.



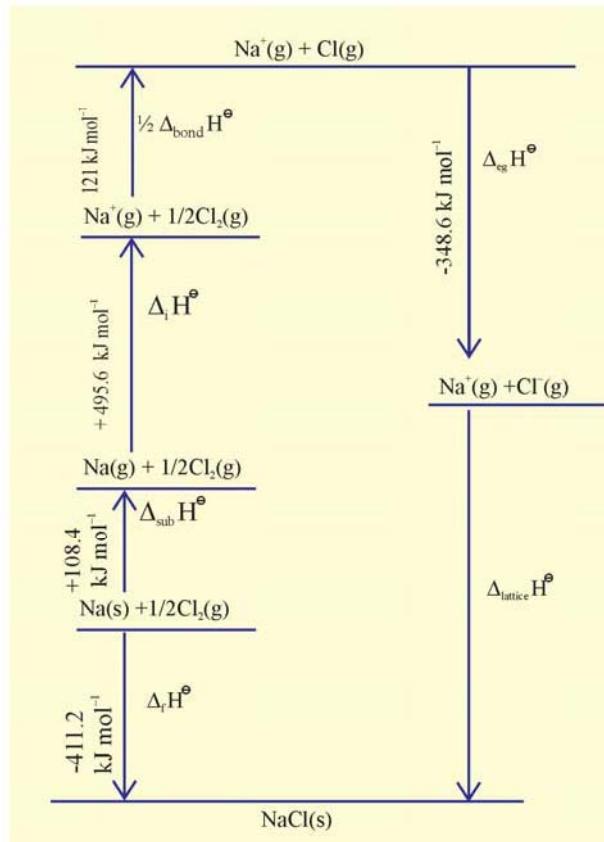
$$\Delta_{\text{lattice}} H^\ominus = +788 \text{ kJ mol}^{-1}$$

પ્રયોગ દ્વારા લેટિસ એન્થાલ્પી સીધી રીતે નક્કી કરી શકવી અશક્ય છે. આપણે એક આડકતરી પદ્ધતિનો ઉપયોગ કરીને શોધી શકીએ. આમાં આપણે એક એન્થાલ્પી આકૃતિ રચીએ છીએ. જેને બોર્ન-હેબર ચક (આકૃતિ 6.9) કહે છે.

આપણે હવે $\text{Na}^+\text{Cl}^-(\text{s})$ ની લેટિસ એન્થાલ્પી નીચેના તબક્કાઓ પરથી ગણિશું :



$$\Delta_{\text{sub}} H^\ominus = 108.4 \text{ kJ mol}^{-1}$$

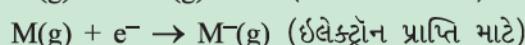
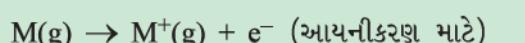


આકૃતિ 6.9 $\text{NaCl}(\text{s})$ લેટિસ એન્થાલ્પી માટેની એન્થાલ્પી આકૃતિ

2. $\text{Na}(\text{g}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{g}) + e^-(\text{g});$ સોલિડમ પરમાણુનું આયનીકરણ, આયનીકરણ એન્થાલ્પી $\Delta_i H^\ominus = 496 \text{ kJ mol}^{-1}$
3. $\frac{1}{2}\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Cl}(\text{g});$ ક્લોરિનની વિયોજન પ્રક્રિયા એન્થાલ્પી બંધ વિયોજન એન્થાલ્પીની અડધી હોય છે. $\frac{1}{2}\Delta_{\text{bond}} H^\ominus = 121 \text{ kJ mol}^{-1}$
4. $\text{Cl}(\text{g}) + e^- \rightarrow \text{Cl}^-(\text{g});$ ક્લોરિન પરમાણુ દ્વારા ઈલેક્ટ્રોનની પ્રાપ્તિ, ઈલેક્ટ્રોનની પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી $\Delta_{\text{eg}} H^\ominus = -348.6 \text{ kJ mol}^{-1}$ તેમે આયનીકરણ એન્થાલ્પી અને ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી વિશે એકમ તમાં શીખી ગયા છો. ખરેખર તો આ પર્યાયો ઉભાગતિશાસ્કમાંથી લેવામાં આવેલા છે. અગાઉ આયનીકરણ ઊર્જા અને ઈલેક્ટ્રોન બંધુતા ઉપરના પર્યાયોને બદલે ઉપયોગમાં લેવામાં આવતા હતા. (આના વાજબીપણા (justification) માટે નીચેનું બોક્સ જુઓ.)

આયનીકરણ ઊર્જા અને ઈલેક્ટ્રોન બંધુતા :

આયનીકરણ ઊર્જા અને ઈલેક્ટ્રોન બંધુતા નિરપેક શૂન્યએ વાય્યાયિત કરવામાં આવેલ છે. અન્ય કોઈ તાપમાને પ્રક્રિયકો અને નીપજોની ઉભા ધારિતાને ગણતરીમાં લેવામાં આવતા હતા. નીચેની પ્રક્રિયાઓ માટે એન્થાલ્પી નીચે પ્રમાણે થશે :



તાપમાન T એ નીચે પ્રમાણે થશે :

$$\Delta_r H^\ominus(T) = \Delta_r H^\ominus(O) + \sum_0^T \Delta_r C_p^\ominus dT$$

ઉપરની પ્રક્રિયાનાં દરેક સ્પીસિઝના C_p નું મૂલ્ય $\frac{5}{2}R$ થશે (અને $C_v = \frac{3}{2}R$).

આથી, $\Delta_r C_p^\ominus = +\frac{5}{2}R$ (આયનીકરણ માટે)

$$\Delta_r C_p^\ominus = -\frac{5}{2}R \quad (\text{ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ માટે})$$

આથી, $\Delta_r H^\ominus$ (આયનીકરણ એન્થાલ્પી)

$$= E_0 \quad (\text{આયનીકરણ ઊર્જા}) + \frac{5}{2}RT$$

$$\Delta_r H^\ominus \quad (\text{ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી)$$

$$= -A \quad (\text{ઈલેક્ટ્રોન બંધુતા) - \frac{5}{2}RT$$



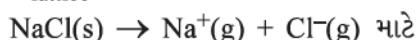
તબક્કાઓનો કમ આકૃતિ 6.9માં દર્શાવેલ છે અને તે બોર્ન-હેબર ચક તરીકે ઓળખાય છે. આ ચકની અગત્ય

એ છે કે ચકને (cycle) ફરતે એન્થાલ્પી ફેરફારનો સરવાળો શૂન્ય થાય છે.

હેસનો નિયમ લાગુ પાડીએ, તો મળશે કે

$$\Delta_{\text{lattice}} H^\ominus = 411.2 + 108.4 + 121 + 496 - 348.6$$

$$\Delta_{\text{lattice}} H^\ominus = +788 \text{ kJ}$$



આંતરિક ઊર્જા $2RT$ કરતાં ઓછી હોય છે. (કારણ કે $\Delta n_g = 2$) અને તેના બરાબર $+788 \text{ kJ mol}^{-1}$ છે.

આપણે હવે લેટિસ એન્થાલ્પીનો ઉપયોગ દ્રાવણની એન્થાલ્પી નીચેની રજૂઆતથી ગણીશું :

$$\Delta_{\text{sol}} H^\ominus = \Delta_{\text{lattice}} H^\ominus + \Delta_{\text{hyd}} H^\ominus$$

એક મોલ NaCl(s) માટે

લેટિસ એન્થાલ્પી $+788 \text{ kJ mol}^{-1}$ અને

$$\Delta_{\text{hyd}} H^\ominus = -784 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ (માહિતીમાંથી મેળવીને)}$$

$$\Delta_{\text{sol}} H^\ominus = +788 \text{ kJ mol}^{-1} - 784 \text{ kJ mol}^{-1}$$

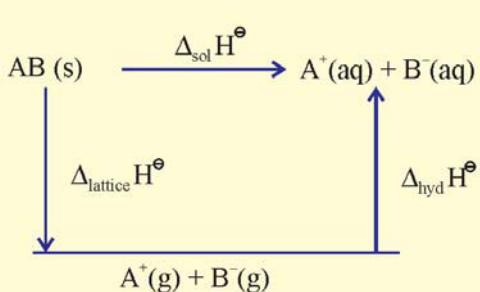
$$= +4 \text{ kJ mol}^{-1}$$

NaCl(s) નું વિલયન (dissolution) ઘણી ઓછી ઉખા ફેરફાર સાથે સંકળાયેલ છે.

(e) દ્રાવણની એન્થાલ્પી (સંશા : $\Delta_{\text{sol}} H^\ominus$)

પદાર્થના દ્રાવણની એન્થાલ્પી એ એન્થાલ્પી ફેરફાર છે, જ્યારે એક મોલ પદાર્થને નિશ્ચિત જથ્થાના દ્રાવકમાં ઓગાળવામાં આવે છે ત્યારે અનંત મંદને દ્રાવણની એન્થાલ્પી એ એન્થાલ્પી ફેરફાર છે જે પદાર્થને દ્રાવકના અનંત જથ્થામાં ઓગાળવામાં આવે છે અને જ્યારે આયનો (અથવા દ્રાવ્ય અણૂંઓ) વચ્ચે પારસ્પરિક કિયાઓ નગણ્ય હોય ત્યારે મળેલો એન્થાલ્પી ફેરફાર છે.

જ્યારે આયનીય સંયોજન દ્રાવકમાં ઓગળે છે ત્યારે આયનો તેમના સ્ફટિક લેટિસમાંના કમબદ્ધ સ્થાન છોડે છે. હવે તેઓ દ્રાવણમાં વધુ મુક્ત હોય છે. પણ આ આયનોનું દ્રાવક યોજન (solvation) (જો પાણી દ્રાવક હોય તો જલીયકરણ (hydration)) તે જ સમયે સાથે થાય છે. આ આયનીય સંયોજન AB(s) માટે નીચેની આકૃતિમાં દર્શાવેલ છે :



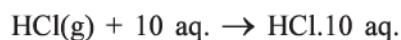
AB(s) ની પાણીમાં દ્રાવણ એન્થાલ્પી $\Delta_{\text{sol}} H^\ominus$. લેટિસ એન્થાલ્પી $\Delta_{\text{lattice}} H^\ominus$ અને આયનની જલીય $\Delta_{\text{hyd}} H^\ominus$ ની પસંદ કરેલા મૂલ્યો પરથી ગણી શકાય છે. જેમકે,

$$\Delta_{\text{sol}} H^\ominus = \Delta_{\text{lattice}} H^\ominus + \Delta_{\text{hyd}} H^\ominus$$

મોટા ભાગના આયનીય સંયોજનો માટે $\Delta_{\text{sol}} H^\ominus$ ધન હોય છે અને વિયોજન પ્રક્રિયા ઉભાશોષક હોય છે. આથી ઘણા બધા કારોની પાણીમાં દ્રાવ્યતા તાપમાનના વધારા સાથે વધે છે. જો લેટિસ એન્થાલ્પી ઘણી વધારે હોય તો સંયોજન ઓગળશે જ નહિ. શા માટે ફ્લોરાઇડ સંયોજનો તેમના અનુરૂપ કલોરાઇડ સંયોજનો કરતાં ઓછા દ્રાવ્ય હોય છે ? એન્થાલ્પી ફેરફારોની માત્રાનો અંદાજ બંધ ઊર્જા (એન્થાલ્પી) અને લેટિસ ઊર્જા(એન્થાલ્પી)ના કોષ્ટકોનો ઉપયોગ કરીને કરી શકાય.

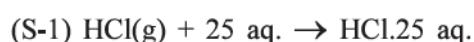
(f) મંદન એન્થાલ્પી

એ જાણીતું છે કે દ્રાવણની એન્થાલ્પી એટલે અચળ તાપમાને અને દબાણે દ્રાવકના નિશ્ચિત જથ્થામાં દ્રાવ્યનો નિશ્ચિત જથ્થો ઓગાળવામાં આવે છે, તેની સાથે સંકળાયેલો એન્થાલ્પી ફેરફાર છે. આ દલીલ થોડાક ફેરફાર સાથે કોઈ પણ દ્રાવકને લાગુ પાડી શકાય. 1 mol હાઇડ્રોજન કલોરાઇડ વાયુને 10 mol પાણીમાં ઓગાળવામાં થતો એન્થાલ્પી ફેરફાર નીચેના સમીકરણથી રજૂ કરી શકાય. અનુકૂળતા માટે આપણે પાણીને aq. વરે દર્શાવીશું :



$$\Delta H = -69.01 \text{ kJ / mol}$$

આપણે નીચે પ્રમાણેના એન્થાલ્પી ફેરફારના પગથિયાં ધ્યાનમાં લઈએ :



$$\Delta H = -72.03 \text{ kJ / mol}$$



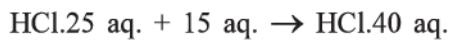
$$\Delta H = -72.79 \text{ kJ / mol}$$



$$\Delta H = -74.85 \text{ kJ / mol}$$

ΔH ના મૂલ્યો દ્રાવણની એન્થાલ્પીનો સામાન્ય રીતે દ્રાવકના જથ્થા પર આધાર દર્શાવે છે. જેમ જેમ વધારે દ્રાવક ઉમેરવામાં આવે છે તેમ તેમ દ્રાવણની એન્થાલ્પી કોઈ સીમિત મૂલ્યે પહોંચે છે. એટલે કે દ્રાવણના અનંત મંદને દ્રાવણની એન્થાલ્પી ફેરફારનું મૂલ્ય હાઇડ્રોક્લોરિક ઓસિડ માટે સમીકરણ (S-3)માં આપેલ છે.

જો આપણે પ્રથમ સમીકરણ (S-1)ને બીજા સમીકરણ (S-2)માંથી બાદ કરીએ તો આપણને મળશે :



$$\Delta H = [-72.79 - (-72.03)] \text{ kJ / mol}$$

$$= -0.76 \text{ kJ / mol}$$

ΔH નું મૂલ્ય (-0.76 kJ/mol) મંદન ઉભા છે. તે જ્યારે વધારાનું દ્રાવક ઉમેરવામાં આવે છે ત્યારે પર્યાવરણમાંથી ખેંચી લેતી ઉભા છે. દ્રાવણની મંદન એન્થાલ્પી દ્રાવણની મૂળ સાંક્રતા અને ઉમેરેલા દ્રાવકના જથ્થા પર આધારિત છે.

6.6 સ્વયંસ્કૃતણ (સ્વયંભૂયિતા) (Spontaneity)

ઉભાગતિશાસ્કનો પ્રથમ નિયમ આપણને ઉભાનું શોષણ અને પ્રણાલી પર અથવા પ્રણાલી વડે થયેલા કાર્ય વચ્ચેના સંબંધ વિશે કહે છે. તે ઉભાના વહનની દિશા પર કોઈ નિયંત્રણ મૂક્તો નથી, પરંતુ ઉભાનો પ્રવાહ એકદિશીય જ હોય છે એટલે કે ઊંચા તાપમાનથી નીચા તાપમાન તરફ. ખરેખર તો બધા જ કુદરતી રીતે (સહજ) થતા પ્રકમો ભવે તે રાસાયણિક હોય કે જૌતિક પણ તે સ્વયંસ્કૃતિત (સ્વયંભૂ) રીતે એક જ દિશામાં જવાનું વલણ દર્શાવે છે. ઉદાહરણ તરીકે, પ્રાણ કદમાં વાયુનું ભરાઈ જવું (ફેલાઈ જવું), ડાયઓક્સિજનની હાજરીમાં કાર્બનનું બળવું અને કાર્બન ડાયોક્સાઈડ આપવો.

પરંતુ ઉભા ઠંડા પદાર્થ તરફથી ગરમ પદાર્થ તરફ પોતાની મેળે વહેશે નહિ, પાત્રમાંનો વાયુ સ્વયંસ્કૃતિત રીતે સંકોચાઈને પાત્રના એક ખૂલ્લામાં નહિ ગોઠવાય. કાર્બન ડાયોક્સાઈડ સ્વયંસ્કૃતિત રીતે કાર્બન અને ડાયઓક્સિજનમાં નહિ ફેરવાય. આ અને આવા ઘણા બધા સ્વયંસ્કૃતિત રીતે થતાં ફેરફારો એકદિશીય જ હોય છે. આપણે પૂછી શકીએ કે સ્વયંસ્કૃતિત રીતે થતાં ફેરફારોનું પ્રેરક બળ (driving force) શું હશે? સ્વયંસ્કૃતિત ફેરફારની દિશા કોણ નક્કી કરે છે? આ વિભાગમાં આપણે આ પ્રકમ થશે કે નહિ થાય તે માટે કેટલાક અભિલક્ષણ (criterion) પ્રસ્તાવિત કરીશું.

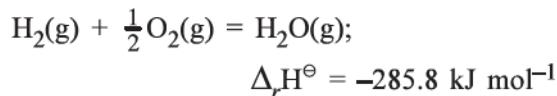
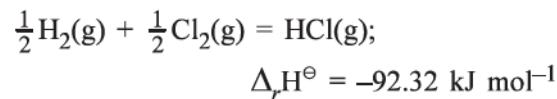
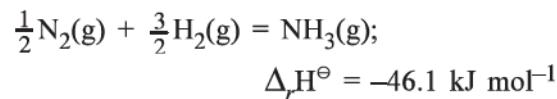
આપણે પ્રથમ તો સમજાએ કે આપણે સ્વયંસ્કૃતિત પ્રક્રિયા અથવા ફેરફાર એટલે શું સમજાએ છીએ? તમે તમારા સામાન્ય અવલોકન પરથી વિચારી શકો કે સ્વયંસ્કૃતિત પ્રક્રિયા એટલે એવી પ્રક્રિયા જ્યારે પ્રક્રિયકોનું મિશ્રણ કરવામાં આવે છે ત્યારે જ પ્રક્રિયા પરિણમે છે. હાઇડ્રોજન અને ઓક્સિજનના સંયોગીકરણનો કિરસો લો. આ વાયુઓને ઓરડાના તાપમાને મિશ્ર કરવામાં આવે અને વર્ષો સુધી મૂકી રાખીએ તો આપણાને કોઈ અવલોકનીય ફેરફાર નહિ જણાય. બન્ને વચ્ચે

પ્રક્રિયા થઈ શકે તેમ છે પણ તે અત્યંત ધીમી પ્રક્રિયા છે. તેમ છતાં તેને સ્વયંસ્કૃતિત પ્રક્રિયા કહે છે. આથી સ્વયંસ્કૃતિતનો અર્થ થાય છે કે બાહ્યકારક (agency)ની મદદ વગર આગળ વધવાની તાકાત હોય. જો કે તે આપણને પ્રક્રિયા અથવા પ્રકમના દર વિશે કાંઈ કહેતો નથી. સ્વયંસ્કૃતિત પ્રક્રિયાની બીજી બાબત એ છે કે તે પ્રક્રિયા પ્રતિવર્તી દિશામાં પોતાની મેળે (આપમેળે) થઈ શકતી નથી. આનો આપણે નીચે પ્રમાણે ઉપસંહાર કરીએ.

સ્વયંસ્કૃતિત પ્રકમ એક અપ્રતિવર્તી પ્રકમ છે અને તેને કોઈ બાહ્યકારક (external agency) સિવાય પ્રતિવર્તી કરી શકતા નથી.

(a) એન્થાલ્પીમાં ઘટાડો પ્રક્રિયાની સ્વયંસ્કૃતણ માટેનું અભિલક્ષણ છે?

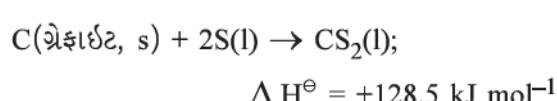
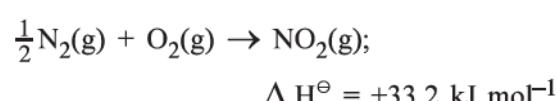
જો આપણે કેટલીક ઘટનાઓ જેવી કે ટેકરી પરથી પાણીનું નીચે વહી જવું, પથ્થરનું ઉપરથી જમીન પર પડવું. આપણે જોઈએ છે કે તેની ફેરફારની દિશામાં સ્થિતિજ ઉર્જાનો ઘટાડો હોય છે. સરખામણી કરીએ તો આપણે કહેવા પ્રેરાઈએ કે જો તેમાં ઉર્જાનો ઘટાડો થયો હશે તો રાસાયણિક પ્રક્રિયા આપેલ દિશામાં સ્વયંસ્કૃતિત થશે. આવું ઉભાક્ષેપક પ્રક્રિયામાં બને છે.

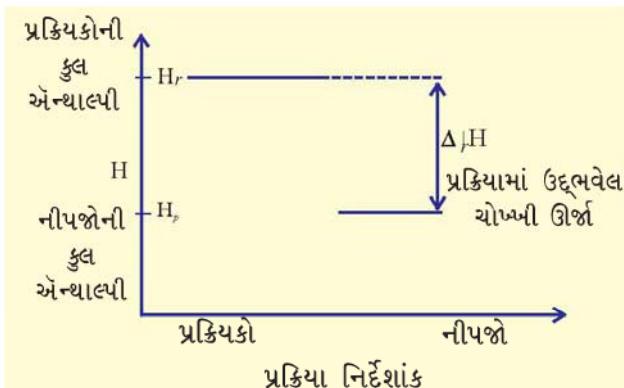


પ્રક્રિયક તરફથી નીપજ તરફ જતાં એન્થાલ્પીમાં થતો ઘટાડો કોઈ પણ ઉભાક્ષેપક પ્રક્રિયા માટે એન્થાલ્પી આકૃતિ દ્વારા આકૃતિ 6.10(a)માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે દર્શાવી શકીએ.

આમ, એ અભિધારણા કે ઉર્જામાં ઘટાડો રાસાયણિક પ્રક્રિયાનું પ્રેરક (driving) બળ છે અને તેને પુરાવાના પાયારૂપ ગણી શકીએ.

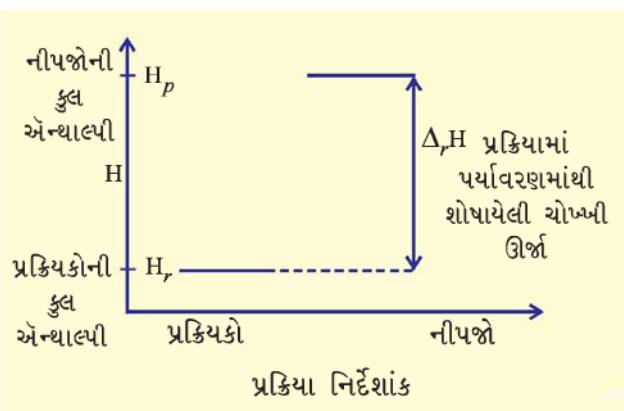
હવે આપણે નીચેની પ્રક્રિયાઓ તપાસીએ :





આકૃતિ 6.10(a) ઉભાકેપક પ્રક્રિયા માટે એન્થાલ્પી આકૃતિ

આ પ્રક્રિયાઓ ઉભાશોષક છે છતાં પણ સ્વયંસ્કુરિત છે. એન્થાલ્પીમાંનો વધારો એન્થાલ્પી આકૃતિ દ્વારા નીચે પ્રમાણે આકૃતિ 6.10(b)માં દર્શાવી શકાય :



આકૃતિ 6.10(b) ઉભાશોષક પ્રક્રિયા માટે એન્થાલ્પી આકૃતિ

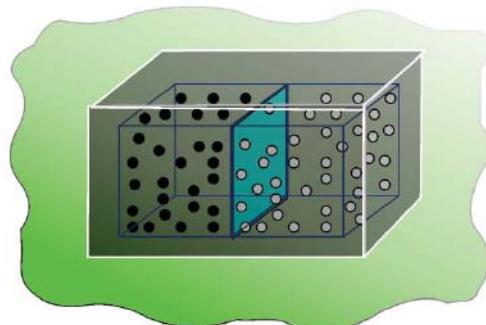
આથી એ સ્પષ્ટ થાય છે કે સ્વયંસ્કુરણા માટે ફાળો આપતું પરિબળ એન્થાલ્પીમાં ઘટાડો છે, પરંતુ તે બધા જ કિસ્સાઓમાં સાચું નથી હોતું.

(b) એન્ટ્રોપી અને સ્વયંસ્કુરણા :

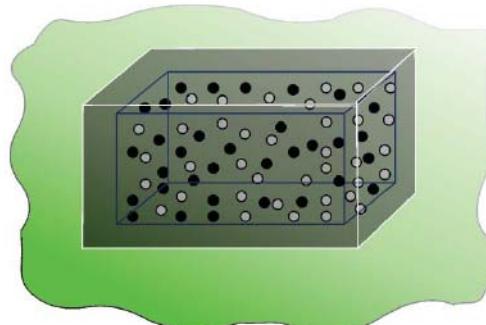
તો પછી, આપેલ દિશામાં સ્વયંસ્કુરિત પ્રક્રિયા (પ્રકમ) માટે કયું પ્રેરકબળ છે ? આપણે એક ઓવો કિસ્સો લઈએ જેમાં $\Delta H = 0$ હોય એટલે કે એન્થાલ્પીમાં ફેરફાર થાય નહિ છતાં પણ પ્રકમ સ્વયંસ્કુરિત હોય.

આપણે એક પાત્ર જેને આકૃતિ 6.11માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે પર્યાવરણથી અલગ કરી દીધેલ છે અને તેમાં બે વાયુઓનું એકબીજા વચ્ચેના પ્રસરણને ધ્યાનમાં લઈએ.

બે વાયુઓ વાયુ A અને વાયુ B કાળા અને સર્ફેટ ટપકાં તરીકે અનુકૂમે છે અને તેમને ખસી શકે તેવા વિભાજન (partition) વડે અલગ કરેલાં છે (આકૃતિ 6.11(a)). જ્યારે



(a)



(b)

આકૃતિ 6.11 બે વાયુઓનું પ્રસરણ

વિભાજનને બેંચી લેવામાં આવે છે ત્યારે (આકૃતિ 6.11(b)) વાયુઓ એકબીજામાં પ્રસરણ થવાનું શરૂ કરે છે અને અમુક સમય પછી પ્રસરણ પૂર્ણ થાય છે.

આપણે પ્રકમને તપાસીએ. વિભાજન પહેલાં આપણે જો ડાબી બાજુના પાત્રમાંથી વાયુના અણૂઓ લેવાનો પ્રયત્ન કર્યો હોત તો આપણે ચોક્કસ હોત કે તે અણૂઓ વાયુ Aના છે અને તે જ પ્રમાણે વિભાજનની જમકી બાજુથી વાયુના અણૂઓ લેવાનો પ્રયત્ન કર્યો હોત તો આપણે ચોક્કસ હોત કે તે અણૂઓ વાયુ Bના છે, પરંતુ વિભાજન ખસેડી લીધા પછી પાત્રમાંથી અણૂઓ લેવા પ્રયત્ન કરીએ તો આપણે ચોક્કસ રીતે કહી ન શકીએ, કે અણૂઓ વાયુ Aના હશે કે વાયુ Bના હશે. આપણે એમ કહી શકીએ કે પ્રણાલીનું પ્રાક્કથન કરવું અધરું થયું અથવા તે વધુ અસ્તવ્યસ્ત થયેલ છે.

હવે આપણે બીજી અભિધારણાને સૂચિત કરીએ. કોઈ પણ અલગ કરેલી પ્રણાલીમાં હંમેશાં પ્રણાલી માટે વધુ કમવિહિન અથવા અસ્તવ્યસ્ત બનવા તરફનું વલાણ હોય છે અને આને આપણે સ્વયંસ્કુરણાનું અભિલક્ષણ કહી શકીએ.

આ તબક્કે આપણે બીજો ઉભાગતિકીય વિષેય એન્ટ્રોપી જેને S વડે દર્શાવાય છે તેને દાખલ કરી શકીએ. ઉપર જણાવેલ અસ્તવ્યસ્તતા એન્ટ્રોપીની અભિવ્યક્તિ છે. આના માનસિક

ચિત્રની રચના માટે આપણે એમ વિચારી શકીએ કે એન્ટ્રોપી પ્રણાલીમાં કમવિહીનતા અથવા અસ્તવ્યસ્તતાનું માપ છે. અલગ કરેલી પ્રણાલીમાં જેટલી વધારે અસ્તવ્યસ્તતા તેટલી વધારે એન્ટ્રોપી. જ્યાં સુધી રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓને સંબંધ છે ત્યાં સુધી આ એન્ટ્રોપી ફેરફાર પ્રક્રિયકોમાંના પરમાણુઓ અથવા આયનોની એક ભાતમાંથી (pattern) નીપજોના પરમાણુઓમાં ફેરગોઠવણી તરીકે ગણી શકીએ. જો નીપજોની રચના પ્રક્રિયકોની રચના કરતાં વધારે અસ્તવ્યસ્ત હશે તો પરિણામે એન્ટ્રોપીમાં વધારો થશે. રાસાયણિક પ્રક્રિયા સાથે સંકળાયેલ એન્ટ્રોપી ફેરફાર પ્રક્રિયામાં ભાગ લેતી સ્પીસિઝની રચનાને ધ્યાનમાં લઈને ગુણાત્મક રીતે કરી શકીએ. રચનામાં નિયમિતતાના ઘટાડાનો અર્ધ એન્ટ્રોપીમાં વધારો. આપેલ પદાર્થ માટે, સ્ફટિકમય ઘન અવસ્થા સૌથી ઓછી એન્ટ્રોપી (ખૂબ જ વ્યવસ્થિતતા) હોય છે, જ્યારે વાયુમય અવસ્થામાં સૌથી વધુ એન્ટ્રોપી હોય છે.

હવે આપણે એન્ટ્રોપીને પરિમાણાત્મક કરીએ. કમવિહીનતા અથવા અસ્તવ્યસ્તતાનો અંશ ગણવાની એક રીત એ છે કે આણુઓ વચ્ચે વહેંચાયેલી ઊર્જાની ગણતરી સાંચ્યકીય પદ્ધતિથી કરીએ, પરંતુ તે આ ઉકેલની પેલે પાર છે. બીજો માર્ગ છે કે આ પ્રકમમાં સમાયેલ ઉભા સાથે આ પ્રકમને સંબંધિત કરીએ જેથી કરીને એન્ટ્રોપી ઉભાગતિકીય સંકલ્પના બને. અન્ય ઉભાગતિકીય ગુણાધર્મો જેવાં કે આંતરિક ઊર્જા U, અને એન્થાલ્પી H, અવસ્થા વિધેય છે તે જ પ્રમાણે એન્ટ્રોપી S પણ અવસ્થા વિધેય છે અને એન્ટ્રોપી ફેરફાર ΔS પથથી સ્વતંત્ર છે.

જ્યારે પણ પ્રણાલીમાં ઉભા ઉમેરવામાં આવે છે ત્યારે તે આણીય ગતિમાં વધારો કરે છે જેને કારણે પ્રણાલીની અસ્તવ્યસ્તતામાં વધારો કરે છે અને પ્રણાલીની એન્ટ્રોપી વધે છે. આમ ઉભા (q)ની અસ્તવ્યસ્તતાની અસર પ્રણાલી પર પડે છે તો આપણે ΔS અને કૃને સરખાવી શકીએ ? થોબો ! અનુભવ એમ શીખવે છે કે ઉભાનું વિતરણ પણ તાપમાન પર આધાર રાખે છે જે તાપમાને ઉભા પ્રણાલીમાં દાખલ કરેલ છે. આમ, ઊંચા તાપમાને રહેલી પ્રણાલી, નીચા તાપમાને રહેલી પ્રણાલી કરતાં વધારે અસ્તવ્યસ્તતા ધરાવે છે. આમ, તાપમાન પ્રણાલીમાં કણોની અસ્તવ્યસ્ત ગતિનું સરેરાશ માપ છે. નીચા તાપમાને રહેલી પ્રણાલીમાં ઉભા ઉમેરવામાં આવે તો જો સરખા જ જથ્થામાં ઉભા તેને ઊંચા તાપમાને ઉમેરવામાં આવેલી હોય તેના કરતાં અસ્તવ્યસ્તતા વધે છે. આ સૂચવે છે

કે એન્ટ્રોપી ફેરફાર તાપમાનના વસ્તુ પ્રમાણમાં હોય છે. ΔS નો q અને T સાથેનો સંબંધ પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયા માટે નીચે પ્રમાણે છે :

$$\Delta S = \frac{q_{rev}}{T} \quad (6.18)$$

સ્વયંસ્કૃતિક પ્રકમ માટે પ્રણાલી અને પર્યાવરણ માટેનો કુલ એન્ટ્રોપી ફેરફાર નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$\Delta S_{total} = \Delta S_{sys} + \Delta S_{surr} > 0 \quad (6.19)$$

જ્યારે પ્રણાલી સંતુલનમાં હોય ત્યારે એન્ટ્રોપી મહત્વમાં હોય છે અને એન્ટ્રોપી ફેરફાર $\Delta S = 0$.

આપણે કહી શકીએ કે સ્વયંસ્કૃતિક પ્રકમ માટે એન્ટ્રોપી વધે છે અને સંતુલને તે મહત્વમાં થાય છે અને એન્ટ્રોપી ફેરફાર શૂન્ય થાય છે. એન્ટ્રોપી અવસ્થા વિષેય હોવાથી આપણે પ્રતિવર્તી પ્રકમ માટે એન્ટ્રોપીમાં ફેરફાર ગણી શકીએ.

$$\Delta S_{sys} = \frac{q_{sys, rev}}{T}$$

આદર્શ વાયુના બન્ને પ્રતિવર્તી અને અપ્રતિવર્તી વિસ્તરણ સમતાપી પરિસ્થિતિમાં, $\Delta U = 0$ થશે, પણ ΔS_{total} એટલે કે $\Delta S_{sys} + \Delta S_{surr}$ અપ્રતિવર્તી પ્રકમ માટે શૂન્ય નથી. આમ ΔU પ્રતિવર્તી અને અપ્રતિવર્તી પ્રકમ વચ્ચે લેદ પાડી શકતા નથી, પરંતુ ΔS ચોક્કસ લેદ પાડી શકે છે.

કોયડો 6.10

પ્રાક્કુથન કરો કે નીચેનામાંથી શેમાં એન્ટ્રોપી વધશે/ઘટશે ?

- (i) પ્રવાહી ઘનમાં સ્ફટિકીકરણ પામે છે.
- (ii) સ્ફટિકમય ઘનનું તાપમાન 0 Kથી વધારી 115 K કરવામાં આવે છે.
- (iii) $2\text{NaHCO}_3(s) \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3(s) + \text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$
- (iv) $\text{H}_2(g) \rightarrow 2\text{H}(g)$

ઉકેલ :

- (i) ઠારણ પછી આણુઓ કમબદ્ધ અવસ્થા પ્રાપ્ત કરે છે અને તેથી એન્ટ્રોપી ઘટશે.
- (ii) 0 K તાપમાને ઘટક કણો સ્થિર છે અને એન્ટ્રોપી ન્યૂનતમ છે. જો તાપમાન વધારીને 115 K કરવામાં આવે તો આણુઓ ખસશે અને તેમની લેટિસમાંની

સંતુલન પરિસ્થિતિમાં આંદોલન કરશે. આથી પ્રણાલી વધુ ક્રમવિહિન (અસ્તવ્યસ્ત) થશે એટલા માટે એન્ટ્રોપી વધશે.

- (iii) પ્રક્રિયક NaHCO_3 ઘન છે અને તેની એન્ટ્રોપી ઓછી છે. નીપજોમાં એક ઘન છે અને બે વાયુઓ છે. તેથી નીપજો ઊંચી એન્ટ્રોપીની સ્થિતિ દર્શાવે છે.
- (iv) અહીંથી એક અણુ બે પરમાણુ આપે છે. એટલે કે કણોની સંખ્યા વધે છે. જે વધુ અસ્તવ્યસ્ત તરફ દોરી જાય છે. બે મોલ H પરમાણુઓની એન્ટ્રોપી એક મોલ ડાયહાઇડ્રોજન અણુની એન્ટ્રોપી કરતાં વધારે હોય છે.

કોયડો 6.11

આર્થરના ઓક્સિસેશન માટે,



એન્ટ્રોપી ફેરફાર $-549.4 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ 298 K તાપમાને છે. આ પ્રક્રિયાનો એન્ટ્રોપી ફેરફાર ઋજા હોવા છતાં પણ શા માટે આ પ્રક્રિયા સ્વયંસ્કૃતિત છે? (આ પ્રક્રિયા માટે $\Delta_rH^\ominus = -1648 \times 10^3 \text{ kJ mol}^{-1}$ છે.)

ઉકેલ :

પ્રક્રિયાની સ્વયંસ્કૃતા નીચેની ગણતરી પરથી કરી શકીએ :

$$\Delta S_{\text{total}} = (\Delta S_{\text{sys}} + \Delta S_{\text{surr}})$$

ΔS_{surr} ની ગણતરી કરવા માટે આપણે પર્યાવરણમાંથી પ્રણાલીએ શોષેલી ઉભાને ધ્યાનમાં લેવી પડે જે $-\Delta_rH^\ominus$ જેટલી છે. તાપમાન T એ પર્યાવરણમાં એન્ટ્રોપી ફેરફાર ગણી શકીએ.

$$\begin{aligned}\Delta S_{\text{surr}} &= -\frac{\Delta_rH^\ominus}{T} \quad (\text{અચળ દબાણ}) \\ &= -\frac{(-1648 \times 10^3 \text{ J mol}^{-1})}{298 \text{ K}} \\ &= 5530 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}\end{aligned}$$

હવે, આ પ્રક્રિયા માટે કુલ એન્ટ્રોપી ફેરફાર

$$\begin{aligned}\Delta S_{\text{total}} &= 5530 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1} + (-549.4 \text{ JK mol}^{-1}) \\ &= 4980.6 \text{ JK mol}^{-1}\end{aligned}$$

આ દર્શાવે છે કે ઉપરોક્ત પ્રક્રિયા સ્વયંસ્કૃતિત છે.

(c) ગીબ્સ ઊર્જા અને સ્વયંસ્કૃતા

આપણે જોઈ ગયા કે પ્રણાલી માટે કુલ એન્ટ્રોપી ફેરફાર ΔS_{total} પ્રકમની સ્વયંસ્કૃતા નક્કી કરે છે, પરંતુ મોટા ભાગની રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ બંધ પ્રણાલી કે ખુલ્લી પ્રણાલીના પ્રકારમાં સમાવિષ્ટ થાય છે. આથી મોટા ભાગની રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ માટે એન્થાલ્પી અને એન્ટ્રોપી બન્નેમાં ફેરફાર થતો હોય છે. આગળના વિભાગમાં કરેલી ચર્ચા પ્રમાણે એન્થાલ્પીમાં ઘટાડો અથવા એન્ટ્રોપીમાં વધારો એકલો જ આ પ્રણાલીઓમાં સ્વયંસ્કૃતિત ફેરફારની દિશા નક્કી કરતો નથી.

આ હેતુ માટે આપણે એક નવું ઉભાગતિકીય વિધેય વ્યાખ્યાયિત કરીએ જે ગીબ્સ ઊર્જા અથવા ગીબ્સ વિધેય છે.

$$G = H - TS \quad (6.20)$$

ગીબ્સ વિધેય G માત્રાત્મક ગુણધર્મ છે અને પ્રણાલીની ગીબ્સ ઊર્જામાં ફેરફાર ΔG_{sys} નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

$$\Delta G_{\text{sys}} = \Delta H_{\text{sys}} - T\Delta S_{\text{sys}} - S_{\text{sys}}\Delta T$$

$$\text{અચળ તાપમાને } \Delta T = 0.$$

$$\therefore \Delta G_{\text{sys}} = \Delta H_{\text{sys}} - T\Delta S_{\text{sys}}$$

સામાન્ય રીતે પાદાંક (subscript) પ્રણાલી સાથે લખતાં નથી અને તેથી આ સમીકરણને

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S. \quad (6.21)$$

તરીકે લખીએ છીએ.

આમ, ગીબ્સ ઊર્જા ફેરફાર = એન્થાલ્પી ફેરફાર - (તાપમાન \times એન્ટ્રોપી ફેરફાર) અને આ સમીકરણને ગીબ્સ સમીકરણ કહે છે. જે રસાયણવિજ્ઞાનમાં એક અગત્યનું સમીકરણ છે. અહીંથી આપણે સ્વયંસ્કૃતા માટે બંને પર્યાયો, ઊર્જા (ΔH ના સ્વરૂપમાં) અને એન્ટ્રોપીનો (ΔS ના અવ્યવસ્થાનું માપ સ્વરૂપમાં) અગાઉ જણાવ્યા મુજબ ઉપયોગ કર્યો. પરિમાળીય રીતે જો વિશ્લેષણ કરીએ તો ΔG નો એકમ ઊર્જાનો છે કારણ કે બંને ΔH અને $T\Delta S$ ઊર્જાના પર્યાયો છે, કારણ કે $T\Delta S = K(J/K) = J$.

હવે આપણે જોઈએ કે ΔG પ્રક્રિયાની સ્વયંસ્કૃતા સાથે કેવી રીતે સંબંધિત છે.

આપણે જાણીએ છીએ કે,

$$\Delta S_{\text{total}} = \Delta S_{\text{sys}} + \Delta S_{\text{surr}}$$

જો પ્રણાલી પર્યાવરણ સાથે ઉભીય સંતુલનમાં હોય તો પર્યાવરણનું તાપમાન પ્રણાલીના તાપમાન જેટલું હશે. વળી, પર્યાવરણની અન્યાંધીમાં થતો વધારો પ્રણાલીની અન્યાંધીમાં થતાં ઘટાડા બરાબર હોય છે.

આથી, પર્યાવરણનો એન્ટ્રોપી ફેરફાર :

$$\Delta S_{\text{surr}} = \frac{\Delta H_{\text{surr}}}{T} = -\frac{\Delta H_{\text{sys}}}{T}$$

$$\Delta S_{\text{total}} = \Delta S_{\text{sys}} + \left(-\frac{\Delta H_{\text{sys}}}{T} \right)$$

ઉપરના સમીકરણની પુનઃગોઠવણી કરતાં,

$$T\Delta S_{\text{total}} = T\Delta S_{\text{sys}} - \Delta H_{\text{sys}}$$

સ્વયંસ્કૃતિક પ્રકમ માટે $\Delta S_{\text{total}} > 0$.

આથી, $T\Delta S_{\text{sys}} - \Delta H_{\text{sys}} > 0$

$$\Rightarrow -(\Delta H_{\text{sys}} - T\Delta S_{\text{sys}}) > 0$$

સમીકરણ 6.21નો ઉપયોગ કરીને ઉપરનું સમીકરણ નીચે પ્રમાણે લખી શકાય.

$$-\Delta G > 0$$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0 \quad (6.22)$$

ΔH_{sys} પ્રકિયાનો અન્યાંધી ફેરફાર છે. $T\Delta S_{\text{sys}}$ એવી ઊર્જા છે કે જે ઉપયોગી કાર્ય માટે પ્રાપ્ય નથી. આથી ΔG ચોખ્ખી (net) ઊર્જા છે. જેનો ઉપયોગી કાર્ય કરવા માટે ઉપયોગ કરી શકાય. આ કારણને લીધે જ તે પ્રકિયાની મુક્ત ઊર્જા તરીકે ગણાય છે.

અચળ દબાણો અને તાપમાને ΔG સ્વયંસ્કૃતિક પ્રકમ માટે અનિલક્ષણ આપે છે :

- (i) જો ΔG ઝાણ હોય તો (< 0), પ્રકમ સ્વયંસ્કૃતિક થશે.
- (ii) જો ΔG ધન હોય તો (> 0), પ્રકમ સ્વયંસ્કૃતિક નહિ થાય.

નોંધ : જો પ્રકિયાને ધન અન્યાંધી ફેરફાર હોય અને ધન એન્ટ્રોપી ફેરફાર હોય તો તે સ્વયંસ્કૃતિક થશે. જો $T\Delta S$ એટલું મોટું હોય કે જે ΔH મૂલ્યથી વધી જાય છે. આ બે રીતે થઈ શકે છે :

(a) પ્રણાલીને ધન એન્ટ્રોપી ફેરફાર નાનો હોઈ શકે જે કિસ્સામાં T ખૂબ વધારે હોવો જોઈએ. (b) પ્રણાલીનો ધન એન્ટ્રોપી ફેરફાર વધ્યો વધારે હોય જે કિસ્સામાં T ઓછો હશે. અગાઉની બાબત પ્રકિયાઓને શા માટે ઊંચા તાપમાને કરવી જોઈએ તે છે. કોઈક 6.4 પ્રકિયાની સ્વયંસ્કૃતા માટે તાપમાનની અસર જણાવેલ છે.

એન્ટ્રોપી અને ઉભાગતિશાસ્ક્રનો બીજો નિયમ

આપણે જાણીએ છીએ કે નિરાળી પ્રણાલીમાં ઊર્જા અચળ રહે છે. આથી આવી પ્રણાલીમાં એન્ટ્રોપીમાં ફેરફાર સ્વયંસ્કૃતિક ફેરફાર માટેની કુદરતી (સહજ)(natural) દિશા છે. આ હકીકતમાં ઉભાગતિશાસ્ક્રનો બીજો નિયમ પણ પ્રથમ નિયમની જેમ જુદી જુદી રીતે નિવેદિત કરી શકાય. ઉભાગતિશાસ્ક્રનો બીજો નિયમ સમજાવે છે કે શા માટે સ્વયંસ્કૃતિક ઉભાક્ષેપક પ્રકિયાઓ આટલી બધી સામાન્ય હોય છે. ઉભાક્ષેપક પ્રકિયામાં મુક્ત થયેલી ઉભા પર્યાવરણની અસ્તયુત્ત્તમતામાં વધારો કરે છે અને એકંદર એન્ટ્રોપી ફેરફાર ધન હોય છે જે પ્રકિયાને સ્વયંસ્કૃતિક બનાવે છે.

(d) નિરપેક્ષ એન્ટ્રોપી અને ઉભાગતિશાસ્ક્રનો ત્રીજો નિયમ

પદાર્થના અણુઓ સીધી લીટીમાં ગમે તે દિશામાં ફરી શકે, તે ભમરાની જેમ પણ ફરી શકે છે અને અણુમાંના બંધ તણાય છે અને સંકોચાય છે. અણુઓની આ ગતિને અનુકૂમે સ્થાનાંતરીય, બ્રમજીય અને કંપનીય ગતિ કહે છે. જ્યારે પ્રણાલીનું તાપમાન વધે છે ત્યારે આ ગતિ વધુ જલદ બને છે અને એન્ટ્રોપી વધે છે. બીજી બાજુ જ્યારે તાપમાન ઘટાડવામાં આવે છે ત્યારે એન્ટ્રોપી ઘટે છે. કોઈ પણ શુદ્ધ સ્ફટિકમય પદાર્થની એન્ટ્રોપી જેમ તાપમાન નિરપેક્ષ શૂન્ય તરફ જાય છે તેમ તે શૂન્ય તરફ જાય છે. આને ઉભાગતિશાસ્ક્રનો ત્રીજો નિયમ કહે છે. આને કારણે એમ કહેવાય કે નિરપેક્ષ શૂન્ય તાપમાને સ્ફટિક સંપૂર્ણ વ્યવસ્થિત હોય છે. આ નિવેદન શુદ્ધ સ્ફટિકમય ધનને જ લાગુ પાડી શકાય છે, કારણ કે સૈદ્ધાંતિક દલીલો અને પ્રાયોગિક પુરાવાઓએ દર્શાવ્યું છે કે દ્રાવકાની અને અતિશીલત (super-cooled) પ્રવાહીની એન્ટ્રોપી 0 K તાપમાને શૂન્ય હોતી નથી. ત્રીજી નિયમની ઉપયોગિતા એમાં રહેલી છે કે જેથી તે ઉભાગતિય માહિતી

પરથી શુદ્ધ પદાર્થની એન્ટ્રોપીના નિરપેક્ષ મૂલ્યો નક્કી કરવાની પરવાનગી આપે છે. શુદ્ધ પદાર્થ માટે 0 K થી 298 K તાપમાન સુધીના $\frac{q_{rev}}{T}$ વધારાના સરવાળાથી કરી શકાય છે. હેસના નિયમની ગણતરી પ્રમાણે પ્રમાણિત એન્ટ્રોપી ફેરફારની ગણતરીમાં પ્રમાણિત એન્ટ્રોપી ઉપયોગમાં લેવાય છે.

6.7 ગીબ્સ ઊર્જા ફેરફાર અને સંતુલન (Gibbs Energy Change and Equilibrium)

આપણે જોયું કે રાસાયણિક પ્રક્રિયાની મુક્ત ઊર્જા ફેરફારની માત્રા અને ચિહ્ન આપણને કઈ રીતે ઉપયોગી છે ?

- (i) રાસાયણિક પ્રક્રિયાની સ્વયંસ્કૃતરણનું પ્રાક્કથન
- (ii) તેમાંથી ઉપયોગી કાર્ય જે નિર્જરિત કરી શકીએ તેનું પ્રાક્કથન

હજુ સુધી આપણે અપ્રતિવર્તી પ્રક્રિયાઓ માટે મુક્ત ઊર્જા ફેરફાર ધ્યાનમાં લીધા. હવે આપણે પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયામાંના મુક્ત ઊર્જા ફેરફારોને તપાસીએ.

પ્રતિવર્તીતા સંપૂર્ણપણે ઉભાગતિકીય અર્થમાં ગણીએ તો એક પ્રકમ કરવા માટે ખાસ રસ્તો છે, જેથી પ્રણાલી પર્યાવરણ સાથે બધા જ સમયે સંપૂર્ણપણે સંતુલનમાં હોય. જ્યારે રાસાયણિક પ્રક્રિયાને લાગુ પાડવામાં આવે છે ત્યારે પર્યાય પ્રતિવર્તી સૂચ્યવે છે કે આપેલ પ્રક્રિયા એક સાથે બન્ને દિશાઓ (પુરોગામી અને પ્રતિગામી)માં થતી હોય. આને કારણે ગતિશીલ સંતુલન સ્થપાય છે. આનો અર્થ એમ થાય છે કે પ્રક્રિયા બન્ને દિશામાં મુક્ત ઊર્જાના ઘટાડા સાથે થતી હોય જે અશક્ય જણાય છે. એ ત્યારે જ શક્ય છે જ્યારે પ્રણાલીની

મુક્તઊર્જા સંતુલને ન્યૂનતમ હોય. જો તેમ ન હોય તો પ્રણાલી સ્વયંસ્કૃત રીતે નીચી મુક્ત ઊર્જાવાળી રચના તરફ બદલાય છે.

આથી, સંતુલન માટે અભિલક્ષણ છે કે,

$$A + B \rightleftharpoons C + D \text{ માટે;}$$

$$\Delta_r G = 0$$

જે પ્રક્રિયામાં પ્રક્રિયા અને નીપળે પ્રમાણિત અવસ્થામાં હોય ત્યારે પ્રક્રિયાની મુક્ત ઊર્જા $\Delta_r G^\ominus$ નો પ્રક્રિયાના સંતુલન અચળાંક સાથે નીચે પ્રમાણે સંબંધ છે :

$$0 = \Delta_r G^\ominus + RT \ln K$$

$$\text{અથવા } \Delta_r G^\ominus = -RT \ln K$$

$$\text{અથવા } \Delta_r G^\ominus = -2.303 RT \log K \quad (6.23)$$

આપણે જાહીએ છીએ કે,

$$\Delta_r G^\ominus = \Delta_r H^\ominus - T \Delta_r S^\ominus = -RT \ln K \quad (6.24)$$

પ્રબળ ઉભાશોષક પ્રક્રિયા માટે $\Delta_r H^\ominus$ નું મૂલ્ય વધારે અને ધન હશે. આ ડિસામાં Kનું મૂલ્ય 1 કરતાં પણ ઓછું હશે અને પ્રક્રિયા વધુ નીપળ આપી શકશે નહિ. ઉભાશોષક પ્રક્રિયાઓ માટે $\Delta_r H^\ominus$ વધી વધારે અને ઋણ હશે અને $\Delta_r G^\ominus$ વધારે હશે અને ઋણ પણ હશે. આવા ડિસામાં Kનું મૂલ્ય 1 કરતાં ઘણું વધારે હશે. આપણે અપેક્ષા રાખી શકીએ કે પ્રબળ ઉભાશોષક પ્રક્રિયાના K ઘણા વધારે હોય અને પ્રક્રિયા લગભગ પૂર્ણ થવા પર જાય. $\Delta_r G^\ominus$ વળી $\Delta_r S^\ominus$ ઉપર આધાર રાખે છે. જો પ્રક્રિયાની એન્ટ્રોપીનો ફેરફાર પણ ધ્યાનમાં લેવામાં આવે તો Kનું મૂલ્ય અથવા પ્રક્રિયા પરિણામવા પર પણ $\Delta_r S^\ominus$

કોષ્ટક 6.4 પ્રક્રિયાઓની સ્વયંસ્કૃતરણ પર તાપમાનની અસર

$\Delta_r H^\ominus$	$\Delta_r S^\ominus$	$\Delta_r G^\ominus$	વર્ણન*
-	+	-	પ્રક્રિયા બધા તાપમાને સ્વયંસ્કૃતિત.
-	-	- (નીચા તાપમાને T)	પ્રક્રિયા નીચા તાપમાને સ્વયંસ્કૃતિત.
-	-	+ (ઉંચા તાપમાને T)	પ્રક્રિયા ઉંચા તાપમાને બિનસ્વયંસ્કૃતિત.
+	+	+ (નીચા તાપમાને T)	પ્રક્રિયા નીચા તાપમાને બિનસ્વયંસ્કૃતિત.
+	+	- (ઉંચા તાપમાને T)	પ્રક્રિયા ઉંચા તાપમાને સ્વયંસ્કૃતિત.
+	-	+ (બધા તાપમાને T)	પ્રક્રિયા બધા તાપમાને બિનસ્વયંસ્કૃતિત.

* નીચું તાપમાન અને ઉંચું તાપમાન સાપેક્ષમાં છે. કોઈ એક પ્રક્રિયા માટે ઉંચું તાપમાન ઓરડાનું તાપમાન પણ હોઈ શકે.

ધન છે કે ઋણ તે પ્રમાણે અસર પડશે.

સમીકરણ (6.24)નો ઉપયોગ કરતાં,

- ΔH^\ominus અને ΔS^\ominus ના માપનમાંથી ΔG^\ominus નો અંદાજ કાઢી શકીએ અને પછી ગમે તે તાપમાને નીપજના વ્યાપારિક ઉપજ (yield) માટે Kની ગણતરી કરી શકીએ.
- જો Kનું પ્રયોગશાળામાં સીધી જ રીતે માપન કરી શકીએ, તો બીજા કોઈ તાપમાને ΔG^\ominus નું મૂલ્ય ગણી શકીએ.

કોયડો 6.12

298 K તાપમાને ઓક્સિજનમાંથી ઓઝોનના પરિવર્તન $\frac{3}{2}O_2(g) \rightarrow O_3(g)$ માટે ΔG^\ominus ગણો. આ પરિવર્તન માટે $K_p = 2.47 \times 10^{-29}$ છે.

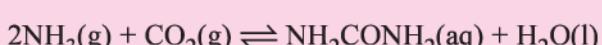
ઉકેલ :

આપણો જાણીએ છીએ કે $\Delta_r G^\ominus = -2.303 RT \log K_p$ અને $R = 8.314 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

$$\begin{aligned}\text{આથી } \Delta_r G^\ominus &= -2.303 (8.314 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \\ &\quad (298 \text{ K}) (\log 2.47 \times 10^{-29}) \\ &= 163000 \text{ J mol}^{-1} \\ &= 163 \text{ kJ mol}^{-1}\end{aligned}$$

કોયડો 6.13

નીચેની પ્રક્રિયા માટે 298 K તાપમાને સંતુલન અચળાંકનું મૂલ્ય શોધો.



આપેલ તાપમાને પ્રમાણિત ગીબ્સ ઊર્જા ફેરફાર

$$\Delta_r G^\ominus = -13.6 \text{ kJ mol}^{-1}$$

ઉકેલ :

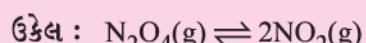
$$\text{આપણો જાણીએ છીએ કે } \log K = \frac{\Delta_r G^\ominus}{2.303RT}$$

$$\begin{aligned}&= \frac{(13.6 \times 10^3 \text{ J mol}^{-1})}{2.303 (8.314 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}) (298 \text{ K})} \\ &= 2.38\end{aligned}$$

આથી $K = \text{antilog } 2.38 = 2.4 \times 10^2$

કોયડો 6.14

60 °C તાપમાને ડાયનાઇટ્રોજન ટેટ્રોક્સાઇડ 50 % વિધાંતિત થયેલો છે. આ તાપમાને અને એક વાતાવરણ દબાણે પ્રમાણિત મુક્ત ઊર્જા ફેરફાર ગણો.



જો N_2O_4 50 % વિધોજિત હોય તો બન્ને પદાર્થના મોલ અંશ થશે.

$$X_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{1-0.5}{1+0.5}; \quad X_{\text{NO}_2} = \frac{2 \times 0.5}{1+0.5}$$

$$P_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{0.5}{1.5} \times 1 \text{ atm};$$

$$P_{\text{NO}_2} = \frac{1}{1.5} \times 1 \text{ atm}$$

સંતુલન અચળાંક K_p નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$K_p = \frac{(P_{\text{NO}_2})^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}}$$

$$= \frac{1.5}{(1.5)^2 \times (0.5)}$$

$$= 1.33 \text{ atm}$$

હવે,

$$\Delta_r G^\ominus = -RT \ln K_p$$

$$\begin{aligned}\Delta_r G^\ominus &= (-8.314 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \times (333 \text{ K})(2.303) \\ &\quad \times (0.1239)\end{aligned}$$

$$= -763.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

સારાંશ

ઉભાગતિશાખા રસાયણિક અને ભौતિક પ્રકમોભાંના ઊર્જા ફેરફારો સાથે સંકળાયેલા છે. તે આ પ્રકમોનો જથ્થાત્મક રીતે અભ્યાસ કરવામાં મદદરૂપ થાય છે. તે કેટલાક પ્રાકૃકથનો કરવામાં ઉપોયગી થાય છે. આ હેતુઓ માટે આપણે વિશ્વ(universe)ને પ્રણાલી અને પર્યાવરણમાં વિભાજિત કરીએ છીએ. રસાયણિક અથવા ભौતિક પ્રકમ ઉભા(q)ના ઉત્સર્જન અથવા શોષણ તરફ દોરી જાય છે. આમાંનો કેટલોક ભાગ કાર્ય(w)માં ફેરવાય છે. આ બાબતો ઉભાગતિશાખાના પ્રથમ નિયમ દ્વારા સંબંધિત છે. જેમકે, $\Delta U = q + w$. ΔU અંતરિક ઊર્જામાં ફેરફાર, માત્ર પ્રારંભિક અને અંતિમ અવસ્થાઓ પર આધાર રાખે છે, જ્યારે q અને w પથ પર આધાર રાખે છે. તેથી તેઓ અવસ્થા વિધેયો નથી. આમને જ્યારે પ્રણાલીમાં ઉમેરવામાં આવે છે ત્યારે q અને w ને ધન સંજ્ઞા વડે દર્શાવીએ છીએ. આપણે એક પ્રણાલીમાંથી બીજી પ્રણાલીમાં થતું ઉભાનું સ્થાનાંતરણ (transfer) માપી શકીએ. જે તાપમાનમાં ફેરફારનું કારણ બને છે. તાપમાનમાં વધારાની માત્રા પદાર્થની ઉભાધારિતા (C) પર આધાર રાખે છે. આથી ઉભા શોધાય કે ઉત્પન્ન થાય તે $q = C\Delta T$. કાર્યને $w = -p_{ex}\Delta V$ તરીકે વાયુના વિસ્તરણ દરમિયાન માપી શકાય. પ્રતિવર્તી પ્રકમમાં જો આપણે $p_{ex} = p$ બરાબર કદમાં અનંતસૂક્ષ્મ (infinitesimal) ફેરફાર માટે મૂકીએ તો $w_{rev} = -pdV$. આ પરિસ્થિતિમાં આપણે વાયુ સમીકરણ $pV = nRT$ નો ઉપયોગ કરી શકીએ.

અચળ કદે $w = 0$ અને તેથી $\Delta U = q_v$, અચળ કદે ઉભા સ્થાનાંતરણ છે, પરંતુ રસાયણિક પ્રક્રિયાઓ દરમિયાન સામાન્ય રીતે અચળ દબાણ હોય છે. આપણે બીજું અવસ્થા વિધેય એન્થાલ્પીને વ્યાખ્યાયિત કરીએ. એન્થાલ્પી ફેરફાર $\Delta H = \Delta U + \Delta n_g RT$. આપણે સીધા જ અચળ દબાણે ઉભા ફેરફારો પરથી નક્કી કરી શકીએ. $\Delta H = q_p$.

એન્થાલ્પી ફેરફારોના અનેક પ્રકારો છે. કલાનો ફેરફાર જેવા કે ગલન, બાખીભવન અને ઉર્વપાતન સામાન્ય રીતે અચળ તાપમાન થાય છે અને એન્થાલ્પી ફેરફાર વડે લાક્ષણિક કહી શકાય છે અને તે હંમેશાં ધન હોય છે. સર્જન અને દહન એન્થાલ્પી અને અન્ય એન્થાલ્પી ફેરફારો હેસના નિયમનો ઉપયોગ કરી ગણી શકાય. રસાયણિક પ્રક્રિયા માટે એન્થાલ્પી ફેરફાર નીચે પ્રમાણે નક્કી કરી શકાય :

$$\Delta_r H = \sum_i (a_i \Delta_f H_{n(\%)}) - \sum_i (b_i \Delta_f H_{\text{પ્રક્રિયા}})$$

અને વાયુમય અવસ્થામાં $\Delta_r H^\ominus = \sum \text{પ્રક્રિયકોની બંધન એન્થાલ્પી} - \sum \text{નીપજોની બંધન એન્થાલ્પી}$

ઉભાગતિશાખાનો પ્રથમ નિયમ આપણાને રસાયણિક પ્રક્રિયાની દિશા વિશે માર્ગદર્શન આપતો નથી. એટલે રસાયણિક પ્રક્રિયા માટે કયું માર્ગદર્શક અથવા પ્રેરક (directing) બળ છે ? નિરાળી પ્રણાલી માટે $\Delta U = 0$. આપણે અન્ય અવસ્થા વિધેય એન્ટ્રોપી S આ હેતુ માટે વ્યાખ્યાયિત કરીએ. એન્ટ્રોપી અવ્યવસ્થા અથવા અસ્તયસ્તતાનું માપ છે. સ્વયંસ્કૃતિત પ્રક્રિયા માટે કુલ એન્ટ્રોપી ફેરફાર ધન હોય છે. આથી નિરાળી પ્રણાલી માટે $\Delta U = 0$, $\Delta S > 0$. આથી એન્ટ્રોપી ફેરફાર સ્વયંસ્કૃતિત પ્રક્રિયાનો લેદ પાડી શકે છે, પરંતુ ઉભા ફેરફાર પાડી શકતો નથી. એન્ટ્રોપી ફેરફાર સમીકરણ $\Delta S = \frac{q_{rev}}{T}$ (પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયા માટે). $\frac{q_{rev}}{T}$ પથથી સ્વતંત્ર હોય છે.

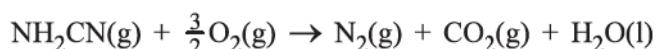
રસાયણિક પ્રક્રિયાઓ સામાન્ય રીતે અચળ દબાણે કરવામાં આવે છે. આથી આપણે અન્ય અવસ્થા વિધેય ગીબ્સ ઊર્જા G ને વ્યાખ્યાયિત કરી શકીએ તે પ્રણાલીના એન્થાલ્પી ફેરફાર અને એન્ટ્રોપી ફેરફાર સાથે નીચેના સમીકરણથી સંબંધિત છે.

$$\Delta_r G = \Delta_r H - T\Delta_r S$$

સ્વયંસ્કૃતિત પ્રક્રિયા માટે $\Delta G_{sys} < 0$ અને સંતુલને $\Delta G_{sys} = 0$ પ્રમાણિત ગીબ્સ ઊર્જા ફેરફાર સંતુલન અચળાંક સાથે સમીકરણ $\Delta_r G^\ominus = -RT \ln K$ વડે સંબંધિત છે. આ સમીકરણ પરથી ΔG^\ominus ગણી શકીએ. ΔG^\ominus ને $\Delta_r G^\ominus = \Delta_r H^\ominus - T\Delta_r S^\ominus$ સમીકરણ પરથી ગણી શકાય. આ સમીકરણમાં તાપમાન અગત્યનો અવયવ છે. કેટલીક પ્રક્રિયાઓ જે નીચા તાપમાને સ્વયંસ્કૃતિત નથી તેમને ગીબ્સ તાપમાને સ્વયંસ્કૃતિત કરી શકાય છે, કારણ કે તે પ્રક્રિયાની એન્ટ્રોપી ધન બને છે.

સ્વાધ્યાય

- 6.1 સાચો ઉત્તર પસંદ કરો. ઉભાગતિય અવસ્થા વિધેય રાશિ છે.
- ઉભા ફેરફાર નક્કી કરવા વપરાતી
 - જેનું મૂલ્ય પથથી સ્વતંત્ર છે.
 - દબાણ-કદ કાર્ય નક્કી કરવા વપરાય છે.
 - જેનું મૂલ્ય માત્ર તાપમાન પર આધાર રાખે છે.
- 6.2 સમોષ્ટી પરિસ્થિતિ હેઠળ થનાર પ્રકમને માટે સાચી શરત છે :
- $\Delta T = 0$
 - $\Delta p = 0$
 - $q = 0$
 - $w = 0$
- 6.3 બધા જ તત્વોની એન્થાલ્પી તેમની પ્રમાણિત અવસ્થામાં હોય છે.
- એક
 - શૂન્ય
 - < 0
 - દરેક તત્ત્વ માટે અલગ
- 6.4 મિથેનના દહનનું ΔU^0 મૂલ્ય $- X \text{ kJ mol}^{-1}$ છે. ΔH^0 નું મૂલ્ય શું હશે ?
- $= \Delta U^0$
 - $> \Delta U^0$
 - $< \Delta U^0$
 - $= 0$
- 6.5 298 K તાપમાને મિથેન, ગ્રેફાઈટ અને ડાયહાઇડ્રોજનની દહન એન્થાલ્પી અનુક્રમે $-890.3 \text{ kJ mol}^{-1}$, $-393.5 \text{ kJ mol}^{-1}$ અને $-285.8 \text{ kJ mol}^{-1}$ છે. $\text{CH}_4(g)$ ની સર્જન (formation) એન્થાલ્પી કેટલી હશે ?
- $-74.8 \text{ kJ mol}^{-1}$
 - $-52.27 \text{ kJ mol}^{-1}$
 - $+74.8 \text{ kJ mol}^{-1}$
 - $+52.26 \text{ kJ mol}^{-1}$
- 6.6 પ્રક્રિયા $A + B \rightarrow C + D + q$ નો એન્ટ્રોપી ફેરફાર ધન જણાયો છે. પ્રક્રિયા
- ઉંચા તાપમાને શક્ય હશે.
 - નીચા તાપમાને શક્ય હશે.
 - કોઈ પણ તાપમાને શક્ય નથી.
 - કોઈ પણ તાપમાને શક્ય હશે.
- 6.7 એક પ્રકમમાં પ્રક્રિયાલી દ્વારા 701 J ઉભા શોષામેલ છે અને 394 J કાર્ય પ્રક્રિયાલી દ્વારા થયું છે. પ્રકમની આંતરિક ઊર્જાનો તફાવત શું હશે ?
- 6.8 સાયનેમાઈડ $\text{NH}_2\text{CN}(s)$ ની ડાયઓક્સિજન સાથેની પ્રક્રિયા બોંબ કેલરીમીટરમાં કરવામાં આવી અને ΔU નું મૂલ્ય $-742.7 \text{ kJ mol}^{-1}$ 298 K તાપમાને મળેલ છે. પ્રક્રિયા માટે 298 K તાપમાને એન્થાલ્પી ફેરફાર ગણો.



6.9 60.0 g એલ્યુમિનિયમનું તાપમાન 35 °C થી 55 °C સુધી વધારવા માટે જરૂરી ઉભાના kJની સંખ્યા ગણો. Alની મોલર ઉભાધારિતા 24 J mol⁻¹ K⁻¹ છે.

6.10 1.0 mol પાણીને 10.0 °C થી -10.0 °C તાપમાને દારવામાં આવે તો થતો એન્થાલ્પી ફેરફાર ગણો. 0 °C તાપમાને $\Delta_{\text{fus}}H = 6.03 \text{ kJ mol}^{-1}$.

$$C_p [\text{H}_2\text{O(l)}] = 75.3 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}$$

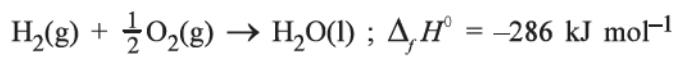
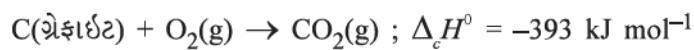
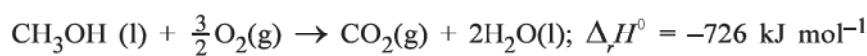
$$C_p [\text{H}_2\text{O(s)}] = 36.8 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}$$

6.11 કાર્બનના CO₂ માં દહનની એન્થાલ્પી -393.5 kJ mol⁻¹ છે. કાર્બન અને ડાયઓક્સિજનમાંથી 35.2 g CO₂ બનાવવામાં મુક્ત થતી ઉભા ગણો.

6.12 CO(g), CO₂(g), N₂O(g) અને N₂O₄(g) ની સર્જન એન્થાલ્પી અનુક્રમે -110, -393, 81 અને 9.7 kJ mol⁻¹ છે. પ્રક્રિયા N₂O₄(g) + 3CO(g) → N₂O(g) + 3CO₂(g)ની Δ_rH નું મૂલ્ય શોધો.

6.13 N₂(g) + 3H₂(g) → 2NH₃(g); $\Delta_rH^\circ = -92.4 \text{ kJ mol}^{-1}$ આપેલ છે.
NH₃ વાયુની પ્રમાણિત સર્જન ઉભા કેટલી હશે ?

6.14 નીચેની માહિતી પરથી CH₃OH(l)ની પ્રમાણિત સર્જન ઉભા ગણો :



6.15 CCl₄(g) → C(g) + 4 Cl(g) પ્રક્રિયા માટે એન્થાલ્પી ફેરફાર ગણો અને CCl₄(g)માં C – Cl બંધની બંધન એન્થાલ્પી ગણો.

$$\Delta_{\text{vap}}H^\circ(\text{CCl}_4) = 30.5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta_fH^\circ (\text{CCl}_4) = -135.5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta_aH^\circ (\text{C}) = 715.0 \text{ kJ mol}^{-1}, \text{ જ્યાં, } \Delta_aH^\circ \text{ પરમાણવીયકરણ (atomisation) એન્થાલ્પી છે.}$$

$$\Delta_aH^\circ (\text{Cl}_2) = 242 \text{ kJ mol}^{-1}$$

6.16 નિરાળી પ્રણાલી માટે $\Delta U = 0$ છે, તો $\Delta S = ?$

6.17 2A + B → C પ્રક્રિયા માટે 298 K તાપમાને

$$\Delta H = 400 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ અને } \Delta S = 0.2 \text{ kJ K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

પ્રક્રિયા માટે ΔH અને ΔS ગણો અને પ્રાક્રિકથન કરો કે પ્રક્રિયા ક્યા તાપમાને સ્વયંસ્કૃતિત થશે કે નહિ?

6.18 2 Cl(g) → Cl₂(g) પ્રક્રિયા માટે ΔH અને ΔS ની સંજાઓ શું હશે ?

6.19 2 A(g) + B(g) → 2D(g) પ્રક્રિયા માટે,

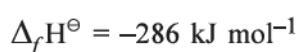
$\Delta U^\circ = -10.5 \text{ kJ}$ અને $\Delta S^\circ = -44.1 \text{ JK}^{-1}$. પ્રક્રિયા માટે ΔG° ગણો અને પ્રાક્રિકથન કરો કે પ્રક્રિયા સ્વયંસ્કૃતિત રીતે થઈ શકશે ?

6.20 એક પ્રક્રિયા માટે સંતુલન અચળાંક 10 છે, ΔG^\ominus નું મૂલ્ય કેટલું હશે ? $R = 8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$, $T = 300 \text{ K}$.

6.21 NO(g) માટે ઉભાગતિય સ્થાયીતા પર ટીકા કરો :



6.22 પ્રમાણિત પરિસ્થિતિમાં 1 mol $\text{H}_2\text{O(l)}$ બને ત્યારે પર્યાવરણમાં થતો એન્ટ્રોપી ફેરફાર ગણો.



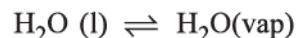
સંતુલન (Equilibrium)

હેતુઓ :

- આ એકમના અભ્યાસ પછી તમે...
- ભૌતિક અને રાસાયણિક પ્રકમોમાં સમાવિષ્ટ સંતુલનનો ગતિશીલ સ્વભાવ ઓળખી શકશો.
 - સંતુલનના નિયમનું નિવેદન કરી શકશો.
 - ભૌતિક અને રાસાયણિક સંતુલનોમાં સમાપેલી લાક્ષણિકતાઓ સમજાવી શકશો.
 - સંતુલન અચળાંકો માટે અભિવ્યક્તિ આપી શકશો.
 - K_p અને K_c વચ્ચેનો સંબંધ પ્રસ્થાપિત કરશો.
 - પ્રક્રિયાની સંતુલન અવસ્થાને અસર કરતાં જુદા જુદા પરિબળો સમજાવી શકશો.
 - આર્ડીનિયસ, બ્રોન્સ્ટેડ-લોરી અને લુર્હસ સંકલ્પના પ્રમાણે પદાર્થને એસિડ અથવા બેઇઝાં વર્ગીકૃત કરી શકશો.
 - એસિડ અને બેઇઝને તેમના આયનીકરણ અચળાંકના પર્યાયો પ્રમાણે નિર્બળ કે પ્રબળ તરીકે વર્ગીકૃત કરી શકશો.
 - આયનીકરણ અંશનો આધાર વિદ્યુત-વિભાજની સાંક્રતા અને સમાન આયન પર છે તેમ સમજાવી શકશો.
 - હાઈન્રોજન આયનની સાંક્રતા દર્શાવવા માટેના pH માપકમનું વર્ણન કરી શકશો.
 - પાણીનું આયનીય ગુણાકાર K_w અને pK_w નું વર્ણન કરી શકશો.
 - બફર દ્રાવકોના ઉપયોગનું મૂલ્યાંકન કરી શકશો.
 - દ્રાવ્યતા ગુણાકાર અચળાંક ગણી શકશો.

ઘણા બધા જૈવિક અને પર્યાવરણીય પ્રકમોમાં રાસાયણિક સંતુલનો અગત્યના છે. ઉદાહરણ તરીકે, આપણા ફેફસાંમાંથી આપણા જ્ઞાયુઓને O_2 ની વહેચણી અને વહન દરમિયાનમાં O_2 અણુઓ અને પ્રોટીન હિમોગ્લોબીનનો સમાવેશ કરતાં સંતુલનો નિર્ણાયક ભાગ ભજવે છે. આવા જ સંતુલન જેમાં CO અણુઓ અને હિમોગ્લોબીનનો સમાવેશ થાય છે તે COની વિખાલુતાનો ખુલાસો આપે છે.

જ્યારે પ્રવાહી બંધ પાત્રમાં બાધીભવન પામે છે ત્યારે પ્રમાણમાં વધારે ગતિજ ઊર્જા ધરાવતા અણુઓ પ્રવાહીની સપાટીને છોડી દઈને બાધ્ય કલામાં જાય છે અને પ્રવાહીના કેટલાક અણુઓ બાધ્ય અવસ્થામાંથી નીકળી પ્રવાહીની સપાટીને અથડાય છે અને પ્રવાહીમાં જળવાઈ રહે છે. આને લીધે અચળ બાધ્યમાં ફેરવાતાં અણુઓ અને બાધ્યમાંથી પ્રવાહીમાં ફેરવાતા અણુઓની સંખ્યા સરખી હોય છે. આપણે એમ કહીએ છીએ કે આ તબક્કે પ્રણાલી સંતુલન અવસ્થાએ પહોંચેલ છે. જો કે આ સ્થિર સંતુલન હોતું નથી અને પ્રવાહી અને બાધ્ય વચ્ચે સીમા (boundary) પર ઘણી બધી પ્રવૃત્તિ થતી હોય છે. આમ, સંતુલને બાધીભવનનો દર અને સંધનનનો દર સરખા થાય છે. આને નીચે પ્રમાણે રજૂ કરી શકાય :



બે અર્ધતીરો સૂચવે છે કે પ્રકમો બન્ને દિશામાં એકસાથે જ થતી હોય છે. સંતુલન અવસ્થામાં પ્રક્રિયકો અને નીપજોના મિશ્રણને સંતુલન મિશ્રણ કહે છે.

સંતુલન ભૌતિક અને રાસાયણિક એમ બંને પ્રકમ માટે પ્રસ્થાપિત કરી શકાય. પ્રાયોગિક પરિસ્થિતિ અને પ્રક્રિયકોના સ્વભાવને આધારે પ્રક્રિયા ઝડપી અથવા ધીમી હોઈ શકે, જ્યારે કોઈ તાપમાને બંધ પાત્રમાં પ્રક્રિયકો પ્રક્રિયા કરે છે અને નીપજો આપે છે ત્યારે પ્રક્રિયકોની સાંક્રતા ઘટતી જાય છે, જ્યારે નીપજોની સાંક્રતા અમુક સમય સુધી વધતી રહે છે. ત્યારબાદ પ્રક્રિયકો કે નીપજોમાંથી કોઈની પણ સાંક્રતા બદલાતી નથી. પ્રણાલીનો આ તબક્કો ગતિશીલ સંતુલન છે અને પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયાના વેગ સરખા થાય છે. આ

ગતિશીલ સંતુલન તબક્કાને કારણે જ પ્રક્રિયા મિશ્રણમાં જુદી જુદી સ્પીસિજની સાંક્રતાઓમાં ફેરફાર થતો નથી. પ્રક્રિયા આગળ વધીને રાસાયણિક સંતુલન અવસ્થાએ પહોંચેશે તેના પ્રમાણના આધાર મુજબ ત્રણ સમૂહમાં વહેંચામેલા છે.

- (i) એવી પ્રક્રિયાઓ કે જે લગભગ પૂર્ણ થવા જાય છે અને પ્રક્રિયકની નગણ્ય સાંક્રતા બાકી રહી જાય છે. કેટલાક કિસ્સાઓમાં, પ્રાયોગિક રીતે પણ આ ચકાસવું શક્ય હોતું નથી.
- (ii) એવી પ્રક્રિયાઓ જેમાં નીપજનું ઘણું ઓછું પ્રમાણ બને છે અને મોટા ભાગના પ્રક્રિયક સંતુલન તબક્કે ફેરફાર વગરના રહે છે.
- (iii) એવી પ્રક્રિયાઓ જ્યારે પ્રણાલી સંતુલનમાં હોય ત્યારે પ્રક્રિયક અને નીપજો એકબીજાની સાથે સરખાવી શકાય તેમ હોય છે.

સંતુલનમાં પ્રક્રિયાના પ્રમાણ પ્રાયોગિક પરિસ્થિતિઓ જેવી કે પ્રક્રિયકોની સાંક્રતા, તાપમાન વગરે સાથે બદલાય છે. સંક્રિયાત્મક (operational) પરિસ્થિતિનું અનુકૂળતમીકરણ (optimization) ઉદ્યોગો અને પ્રયોગશાળામાં અગત્યનું છે જેથી ઈચ્છિક નીપજો તરફ પ્રકમની દિશા રહે. આ એકમાંસ સંતુલનની કેટલીક અગત્યની બાબતો જેમાં ભૌતિક અને રાસાયણિક પ્રકમોનો સમાવેશ થયેલ હોય છે તેનો તથા જલીય દ્રાવકોમાં આયનોને સમાવિષ્ટ કરતું સંતુલન જેને આયનીય સંતુલન કહે છે તે વિષે ચર્ચા કરવામાં આવી છે.

7.1 ભૌતિક પ્રકમમાં સંતુલન (Equilibrium in Physical Processes)

જો આપણે કેટલાક ભૌતિક પ્રકમોને તપાસીએ તો સંતુલને પ્રણાલીની લાક્ષણિકતાઓની વધારે સારી સમજણ પડે. ખૂબ જ જાણીતા ઉદાહરણોમાં કલા (phase) રૂપાંતરણ (transformation) પ્રકમો છે. દા.ત.,

$$\text{ધન} \rightleftharpoons \text{પ્રવાહી}$$

$$\text{પ્રવાહી} \rightleftharpoons \text{વાયુ}$$

$$\text{ધન} \rightleftharpoons \text{વાયુ}$$

7.1.1 ધન-પ્રવાહી સંતુલન (Solid-Liquid Equilibrium)

બરફ અને પાણીને સંપૂર્ણ ઉખારોધક (insulator) થમોસ ફ્લાસ્કમાં (તેમાં રહેલા પદાર્થો અને પર્યાવરણ સાથે કોઈ ઉખાનો વિનિમય નહિ હોય) 273 K તાપમાને અને એક વાતાવરણ દબાણે સંતુલન સ્થિતિમાં પ્રણાલી રસપ્રદ લાક્ષણિક

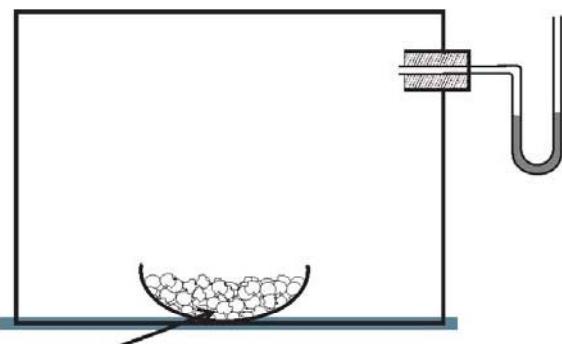
ખાસિયતો દર્શાવે છે. આપણે અવલોકન કરી શકીએ કે સમય સાથે પાણી અને બરફના દળ બદલાતા નથી અને તાપમાન પણ અચળ રહે છે. છતાં પણ સંતુલન સ્થિર (static) નથી. પાણી અને બરફ વચ્ચેની સીમા પર તીવ્ર પ્રવૃત્તિ નોંધી શકાશે. પાણીમાંના અણુઓ બરફની સીમા પર અથડાશે અને તેને વળગી રહેશે અને બરફના કેટલાક અણુ પ્રવાહી કલામાં જતા રહેશે. પાણી અને બરફના દળમાં કોઈ ફેરફાર થતો નથી કારણ કે પાણીમાંથી બરફ અને બરફમાંથી પાણીના અણુઓની હેરફેરનો દર વાતાવરણીય દબાણે અને 273 K તાપમાને સરખા હોય છે.

એ સ્વાભાવિક છે બરફ અને પાણી માત્ર અમુક તાપમાને અને દબાણે જ સંતુલનમાં હોય છે. કોઈપણ શુદ્ધ પદાર્થ માટે વાતાવરણના દબાણે, જે તાપમાને ધન અને પ્રવાહી કલાઓ વચ્ચે સંતુલન હોય તે તાપમાનને પદાર્થનું સામાન્ય ગલનબિંદુ અથવા સામાન્ય ઠારણબિંદુ કહેવાય છે. અહીંથા પ્રણાલી ગતિશીલ સંતુલનમાં છે અને નીચેનું અનુમાન કરી શકીએ :

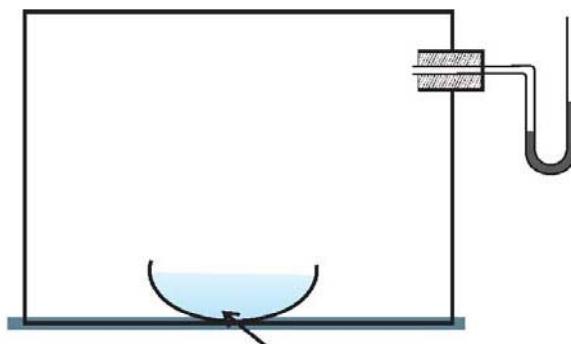
- (i) બન્ને એકબીજાથી વિચુદ્ધ પ્રકમો એકસાથે જ થાય છે.
- (ii) બન્ને પ્રકમો સરખા દરે થતા હોવાથી બરફ અને પાણીના પ્રમાણ (જથ્થા) અચળ રહે છે.

7.1.2 પ્રવાહી-બાયુ સંતુલન (Liquid-Vapour Equilibrium)

આ સંતુલન આપણે સારી રીતે સમજી શકીએ જો આપણે એક પારદર્શક પેટીનું ઉદાહરણ લઈએ. જેમાં પારો ભરેલી U-નળી (મેનોમીટર) હોય છે. લેજ શોખણ કરતાં પદાર્થો જેવાં કે નિર્જળ કેલિશયમ કલોરાઇડ (અથવા ફોસ્ફરસ પેન્ટોક્સાઇડ) થોડાક કલાકો માટે પેટીમાં મૂકવામાં આવે. ભેજશોખ પદાર્થને દૂર કરી પેટીને આપણે એક બાજુ નમાવીએ અને જડપથી પેટીમાં નીચેથી પાણી ભરેલો વોચ જ્લાસ (અથવા પેટ્રી ડિશ) મૂકી દઈએ. આપણે અવલોકન કરી શકીશું કે મેનોમીટરના જમણી બાજુના છેડા પરના પારાની સપાટી ધીમે ધીમે વધે છે અને છેવટે અચળ મૂલ્ય પ્રાપ્ત કરે છે. એટલે કે પેટીની અંદરનું દબાણ વધે છે અને અચળ મૂલ્યે પહોંચે છે. વળી, વોચ જ્લાસમાંના પાણીનું કદ ઘટે છે (આકૃતિ 7.1). શરૂઆતમાં પેટીની અંદર પાણીની બાયુ હતી નહિ (અથવા ઘણી ઓછી હતી). પાણીનું બાય્ઝીભવન થયું એટલે પેટીમાંનું દબાણ પાણીના અણુઓ પેટીમાંની



નિર્જલ કેલ્વિયમ ક્લોરાઇડ



પાણીની ભરેલી રકાબી

આકૃતિ 7.1 અચળ તાપમાને સંતુલન બાષ્પદબાણનું માપન

વાયુમય કલામાં ઉમેરાયા. બાષ્પીભવન દર અચળ છે. છતાં દબાણમાં વધારાનો દર સમય સાથે ઘટે છે. કારણ કે બાષ્પનું પાણીમાં સંધનન થાય છે. છેવટે તે એ સંતુલન પરિસ્થિતિએ લઈ જાય છે કે જ્યાં ચોખ્યું (net) બાષ્પીભવન થતું નથી. આ એમ સૂચવે છે કે સંતુલન પ્રાપ્ત થાય ત્યાં સુધી વાયુમય અવસ્થામાંથી પ્રવાહી અવસ્થામાં જતાં પાણીના અણુઓની સંખ્યા વધે છે, એટલે કે,

$$\text{બાષ્પીભવનનો દર} = \text{સંધનનનો દર}$$



સંતુલને આપેલ તાપમાને પાણીના અણુઓ વડે ઉત્પન્ન થયેલ દબાણ અચળ રહે છે અને તેને પાણીનું બાષ્પદબાણ (અથવા માત્ર બાષ્પદબાણ) કહે છે. પાણીનું બાષ્પદબાણ તાપમાનના વધારા સાથે વધે છે. જો ઉપરનો પ્રયોગ મિથાઈલ આલ્કોહોલ, એસિટોન અને ઈથર લઈને ફરી કરવામાં આવે તો એવું જ અવલોકન મળશે. એક જ તાપમાને જુદા જુદા પ્રવાહીના સંતુલન બાષ્પદબાણ જુદા જુદા હોય છે અને જે પ્રવાહીનું બાષ્પદબાણ વધારે છે તે વધુ બાષ્પશીલ છે અને તેનું ઉત્કલનબિંદુ નીચું હોય છે.

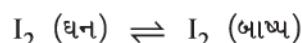
આપણે જો નાણ વોચ ગ્લાસ જે દરેકમાં 1 ml એસિટોન, ઈથાઈલ આલ્કોહોલ અને પાણી અલગ અલગ રીતે લીધા છે અને વાતાવરણમાં ખુલ્લા મૂક્યા છે અને વધારે ગરમ રૂમમાં ઉપર પ્રમાણેના બધા ડિસામાં પ્રવાહીના જુદા જુદા કદ લેવામાં આવ્યા હોય અને પુનરાવર્તિત કરીએ તો એ અવલોકિત થશે કે બધા જ પ્રવાહી અદશ્ય થઈ જશે અને સંપૂર્ણ બાષ્પીભવન માટેનો સમય (i) પ્રવાહીનો સ્વભાવ (ii) પ્રવાહીનો જથ્થો (પ્રમાણ) અને (iii) તાપમાન પર આધાર રાખે છે. જ્યારે વોચ ગ્લાસ વાતાવરણમાં ખુલ્લા હોય છે ત્યારે બાષ્પીભવનનો દર અચળ રહે છે, પરંતુ અણુઓ રૂમના વધારે કદમાં વિભેરાઈ

જાય છે. આને પરિણામે બાષ્પમાંથી પ્રવાહી અવસ્થા થવાના સંધનનનો દર બાષ્પીભવનના દર કરતાં ઘણો ઓછો હોય છે. આ ખુલ્લી પ્રણાલીઓ છે અને તેથી ખુલ્લી પ્રણાલીમાં સંતુલને પહોંચવું શક્ય નથી.

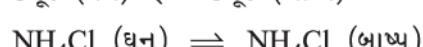
વાતાવરણ દબાણ (1.013 bar) અને 100 °C તાપમાને પાણી અને પાણીની બાષ્પ બંધ પાત્રમાં સંતુલનમાં હોય છે. પાણીનું ઉત્કલનબિંદુ 100 °C 1.013 bar દબાણે હોય છે. કોઈ પણ શુદ્ધ પ્રવાહી માટે એક વાતાવરણ દબાણે (1.013 bar) જે તાપમાને પ્રવાહી અને બાષ્પ સંતુલનમાં હોય છે તેને પ્રવાહીનું સામાન્ય ઉત્કલનબિંદુ કહે છે. પ્રવાહીનું ઉત્કલનબિંદુ વાતાવરણના દબાણ પણ આધાર રાખે છે. તે ઊંચાઈ પર પણ આધાર રાખે છે. વધુ ઊંચાઈએ ઉત્કલનબિંદુ ઘટે છે.

7.1.3 ધન-બાષ્પ સંતુલન (Solid-Vapour Equilibrium)

હવે આપણે એવી પ્રણાલી લઈએ જેમાં ઘન ઉર્ધ્વપાતન પામી બાષ્પ કલામાં ફેરવાય છે. આપણે ઘન આયોડિનને બંધ પાત્રમાં લઈએ તો થોડી વાર પછી પાત્ર જંબલી રંગની બાષ્પથી ભરાઈ જશે અને રંગની તીવ્રતા સમય સાથે વધશે. અમુક સમય પછી રંગની તીવ્રતા અચળ થાય છે અને આ તબક્કે સંતુલન પ્રાપ્ત થયેલ હોય છે. આમ ઘન આયોડિન ઉર્ધ્વપાતન પામી આયોડિન બાષ્પમાં ફેરવાય છે અને આયોડિનની બાષ્પ સંધનન પામી ઘન આયોડિન આપે છે. આ સંતુલનને આ પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :



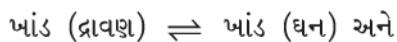
આ પ્રકારનું સંતુલન દર્શાવતા અન્ય ઉદાહરણો છે :



7.1.4 ઘન અથવા વાયુઓનું પ્રવાહીમાં વિલયનનો સમાવેશ કરતું સંતુલન (Equilibrium Involving Dissolution of Solid or Gases in Liquid)

પ્રવાહીમાં ઘન :

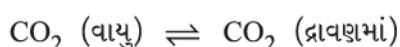
આપણા અનુભવ પરથી આપણે જાડીએ છીએ કે ઓરડાના તાપમાને આપેલ પાણીના જથ્થામાં ક્ષાર અથવા ખાંડનું સીમિત પ્રમાણ (જથ્થો) ઓગાળી શકીએ છીએ. જો આપણે ખાંડને ઊંચા તાપમાને ઓગાળીને ખાંડનો સીરપ બનાવીએ અને પછી તેને ઓરડાના તાપમાને ઠંડું પડવા દઈએ તો ખાંડના સ્ફટિકો અલગ પડે છે તેને આપણે સંતૃપ્ત દ્રાવક કહીએ છીએ. આપેલ તાપમાને આપણે વધારે પદાર્થ ઓગાળી શકીએ નહિ તે દ્રાવકને સંતૃપ્ત દ્રાવક કહે છે. સંતૃપ્ત દ્રાવકમાં દ્રાવ્યની સાંક્રતા તાપમાન પર આધાર રાખે છે. ઘન અવસ્થામાં રહેલા અણુઓ અને દ્રાવકમાંના અણુઓ વચ્ચે ગતિશીલ સંતુલન હોય છે.



ખાંડનો વિલયન દર = ખાંડનો સ્ફટિકીકરણ દર.
બન્ને દરની સમાનતા અને સંતુલનનો ગતિશીલ સ્વભાવ રેઝિયોસક્રિય ખાંડનો ઉપયોગ કરી સાબિત કરવામાં આવેલું છે. ધારો કે આપણે થોડી રેઝિયોસક્રિય ખાંડના સંતૃપ્ત દ્રાવકમાં બિનરેઝિયોસક્રિય ખાંડના સંતૃપ્ત દ્રાવકના થોડા ટીપાં ઉમેરીએ, તો થોડા સમય પછી રેઝિયોસક્રિયતા બન્ને દ્રાવકણોમાં જગ્યા હોય છે. શરૂઆતમાં દ્રાવકમાં રેઝિયોસક્રિય ખાંડના અણુ હતા નહિ, પણ સંતુલનના ગતિશીલ સ્વભાવને કારણે બન્ને કલામાંના રેઝિયોસક્રિય અને બિનરેઝિયોસક્રિય ખાંડના દ્રાવકમાં ફેરફાર થાય છે. રેઝિયોસક્રિય અને બિનરેઝિયોસક્રિય અણુઓનો ગુણોત્તર અચળ મૂલ્ય ન મળે ત્યાં સુધી વધ્યા કરે છે.

પ્રવાહીમાં વાયુઓ :

જ્યારે સોડા વોટરની બોટલ ખોલવામાં આવે છે ત્યારે તેમાં ઓગણેલા કાર્બન ડાયોક્સાઇડમાંથી થોડો કાર્બન ડાયોક્સાઇડ વાયુ ઉભરા સાથે જડપથી બહાર આવી જાય છે. આ ઘટના કાર્બન ડાયોક્સાઇડની જુદા જુદા દ્રાવક દ્રાવ્યતામાં ફેરફારને કારણે બને છે. દ્રાવક હેઠળ પ્રવાહીમાં ઓગણેલા અણુઓ અને વાયુમય અવસ્થામાં રહેલા અણુઓ વચ્ચે સંતુલન હોય છે. એટલે કે,



આ સંતુલન હેત્રીના નિયમથી નિયંત્રિત છે. આ નિયમ જગ્યાવે છે કે કોઈ પણ તાપમાને વાયુનું દળ જે દ્રાવકના

આપેલા દળમાં ઓગાળવામાં આવેલ છે તે દ્રાવકની ઉપરના વાયુના દ્રાવકને સમપ્રમાણ હોય છે. તાપમાનના વધારા સાથે આ પ્રમાણ (જથ્થો) ઘટે છે. કાર્બન ડાયોક્સાઇડની દ્રાવ્યતા પાણીમાં જ્યારે સૌથી વધારે હોય ત્યારે સોડા વોટરને બોટલમાં બરીને બંધ કરવામાં આવે છે. જેવી બોટલ ખોલવામાં આવે છે ત્યારે ઓગણેલા કાર્બન ડાયોક્સાઇડમાંથી થોડો છૂટો પડે છે જેથી નીચા દ્રાવક જરૂરી નવી સંતુલન પરિસ્થિતિએ એટલે કે વાતાવરણમાં તેના આંશિક દ્રાવકને પહોંચી શકાય. આથી જ સોડા વોટરની બોટલને કેટલાક સમય માટે ખુલ્લી રાખવામાં આવે તો તેમાંથી કાર્બન ડાયોક્સાઇડ નીકળી જાય છે. આથી સામાન્યીકરણ કરી શકાય કે,

- (i) ઘન \rightleftharpoons પ્રવાહી સંતુલન માટે, એક જ તાપમાને (ગલનબિંદુ) 1 atm (1.013 bar) દ્રાવક જ્યારે બન્ને કલાઓ સહઅસ્તિત્વ ધરાવે છે. જો પર્યાવરણ સાથે ઉભાનો વિનિમય ન હોય તો બન્ને કલાનું દળ અચળ રહે છે.
- (ii) પ્રવાહી \rightleftharpoons બાધ સંતુલન માટે આપેલ તાપમાને બાધદ્વાણ અચળ હોય છે.
- (iii) પ્રવાહીમાં ઘનના વિલયન માટે આપેલ તાપમાને દ્રાવ્યતા અચળ હોય છે.
- (iv) પ્રવાહીમાં વાયુના વિલયન માટે પ્રવાહીમાં વાયુની સાંક્રતા પ્રવાહી પરના વાયુના દ્રાવક(સાંક્રતા)ને સમપ્રમાણ હોય છે. આ અવલોકનોનો કોઈક 7.1માં ઉપસંહાર કરી શકાય.

કોષ્ટક 7.1 ભૌતિક સંતુલનની વિશિષ્ટતાઓ

પ્રક્રમ	તારણ
પ્રવાહી \rightleftharpoons બાધ $H_2O(l) \rightleftharpoons H_2O(g)$	p_{H_2O} આપેલ તાપમાને અચળ
ઘન \rightleftharpoons પ્રવાહી $H_2O(s) \rightleftharpoons H_2O(l)$	અચળ દ્રાવક ગલનબિંદુ નિશ્ચિત હોય છે.
દ્રાવ્ય(s) \rightleftharpoons દ્રાવ્ય (દ્રાવક) ખાંડ(s) \rightleftharpoons ખાંડ (દ્રાવક)	આપેલ તાપમાને દ્રાવકમાં દ્રાવ્યની સાંક્રતા અચળ હોય છે.
વાયુ(lg) \rightleftharpoons વાયુ(aq) $CO_2(g) \rightleftharpoons CO_2(aq)$	$[વાયુ(aq)]/[વાયુ(lg)]$ આપેલ તાપમાને અચળ હોય છે. $[CO_2(aq)]/[CO_2(g)]$ આપેલ તાપમાને અચળ હોય છે.

7.1.5 ભૌતિક પ્રકમને સમાવતા સંતુલનની સામાન્ય વિશિષ્ટતાઓ (General Characteristics of Equilibria Involving Physical Processes)

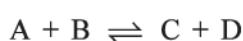
ઉપર ચર્ચા કરેલા ભૌતિક પ્રકમો માટે સંતુલને પ્રણાલીની સામાન્ય વિશિષ્ટતાઓ નીચે પ્રમાણે છે :

- આપેલ તાપમાને બંધ પ્રણાલીમાં જ સંતુલન શક્ય છે.
- બન્ને એકબીજાની વિરુદ્ધ પ્રકમો સમાન દરે થાય છે અને ત્યાં ગતિશીલતા હોય છે છતાં પણ સ્થાયી પરિસ્થિતિ હોય છે.
- પ્રણાલીના બધા માપી શકાય તેવા ગુણધર્મો અચળ રહે છે.
- જ્યારે સંતુલન ભૌતિક પ્રકમ માટે મેળવાય છે ત્યારે આપેલ તાપમાને તેના કોઈ પણ એક પરિબળના અચળ મૂલ્યથી વિશિષ્ટતા દર્શાવે છે. કોષ્ટક 7.1માં આવી રાશિઓની યાદી કરેલ છે.
- કોઈ પણ તબક્કે આવી રાશિની માત્રા સૂચવે છે કે પ્રકિયા સંતુલન અવસ્થાએ પહોંચ્યા પહેલા ભૌતિક પ્રકમ કેટલો આગળ વધેલ છે.

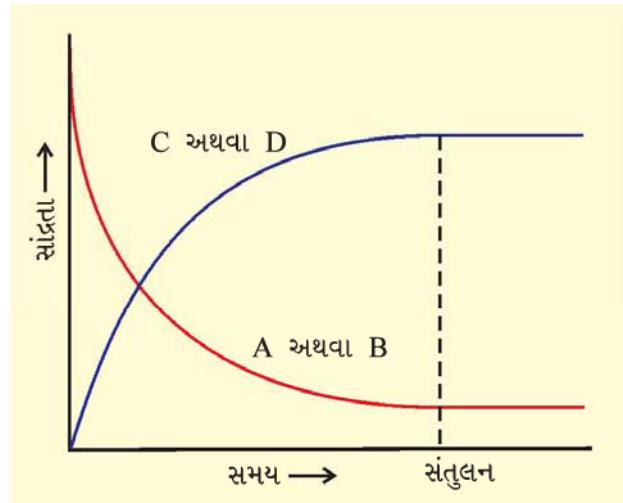
7.2 રસાયણિક પ્રકમમાં સંતુલન-ગતિશીલ સંતુલન (Equilibrium in Chemical Processes - Dynamic Equilibrium)

ભૌતિક પ્રકમોની જેમ રસાયણિક પ્રકિયાઓ પણ સંતુલન પ્રાપ્ત કરે છે. આ પ્રકિયાઓ બન્ને પુરોગામી અને પ્રતિગામી દિશામાં થતી હોય છે, જ્યારે પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રકિયાના દર સમાન હોય છે એટલે કે પ્રકિયકો અને નીપજોની સાંક્રતા અચળ હોય છે. આ રસાયણિક સંતુલનની અવસ્થા છે. આ સંતુલન સ્વભાવે ગતિશીલ હોય છે. કારણ કે તે પુરોગામી પ્રકિયામાં પ્રકિયકોમાંથી નીપજ અને પ્રતિગામી પ્રકિયામાં નીપજોમાંથી મૂળ પ્રકિયકો આપે છે.

સારા સંક્ષિપ્તીકરણ માટે આપણે એક સામાન્ય પ્રતિવર્તી પ્રકિયાનો સામાન્ય ડિસ્સો લઈએ.



સમય પસાર થવા સાથે નીપજો C અને Dનો ભરાવો (વધારો) થતો જાય છે અને પ્રકિયકો A અને Bનો અવકય (ઘટાડો) થતો જાય છે (આકૃતિ 7.2). આને લીધી પુરોગામી પ્રકિયાનો દર ઘટે છે અને પ્રતિગામી પ્રકિયાનો દર વધે છે.



આકૃતિ 7.2 રસાયણિક સંતુલનની પ્રાપ્તિ

ખરેખર બે પ્રકિયાઓ સમાન દરે થતી હોય છે અને પ્રકમ સંતુલન અવસ્થાએ પહોંચે છે.

એ જ પ્રમાણે આપણે જો C અને Dથી પ્રકિયા શરૂ કરીએ તો પણ સંતુલન અવસ્થાએ પહોંચી શકીએ છીએ. એટલે કે A અને B શરૂઆતથી હાજર હોતા નથી. આનું કારણ ગમે તે દિશામાંથી સંતુલને પહોંચી શકાય છે.

રસાયણિક સંતુલનના ગતિશીલ સ્વભાવને આપણે હેબર વિધિથી એમોનિયાના સંશ્લેષણ દ્વારા નિર્દેશિત કરી શકીએ. શ્રેષ્ઠ પ્રયોગમાં હેબરે ડાયનાઇટ્રોજન અને ડાયહાઇટ્રોજનના જ્ઞાત જથ્થા ઊંચા તાપમાને અને દબાણો સમયાંતરે હાજર એમોનિયાનું પ્રમાણ નક્કી કર્યું. તે પ્રકિયા ન પામેલ ડાયનાઇટ્રોજન અને ડાયહાઇટ્રોજનના પ્રમાણ પણ નક્કી કરી શક્યા. આકૃતિ 7.4 દર્શાવે છે કે અમુક સમય પછી કેટલાક પ્રમાણમાં પ્રકિયકો હાજર હોવા છતાં મિશ્રણનું સંઘટન (composition) અચળ રહે છે. સંઘટનમાં અચળતા દર્શાવે છે કે સંતુલને પહોંચી ગયા છીએ. પ્રકિયાનો ગતિશીલ સ્વભાવ સમજવા માટે અગાઉના જેવી જ પરિસ્થિતિમાં (ાંશિક દબાણ અને તાપમાન) એમોનિયાનું સંશ્લેષણ કરવામાં આવ્યું પરંતુ H_2 ના સ્થાને ડ્યુટેરિયમ D_2 નો ઉપયોગ કર્યો. પ્રકિયા મિશ્રણ H_2 અથવા D_2 સાથે શરૂ કરતાં સમાન સંઘટન સાથે સંતુલન પ્રાપ્ત થાય છે. ફરક માત્ર એટલો હોય છે H_2 અને NH_3 ને બદલો D_2 અને ND_3 હાજર હોય છે. સંતુલન પ્રાપ્ત થાય પછી આ બન્ને મિશ્રણો (H_2, N_2, NH_3 અને D_2, N_2 અને ND_3) મિશ્ર થાય છે અને થોડા સમય માટે રહે છે.

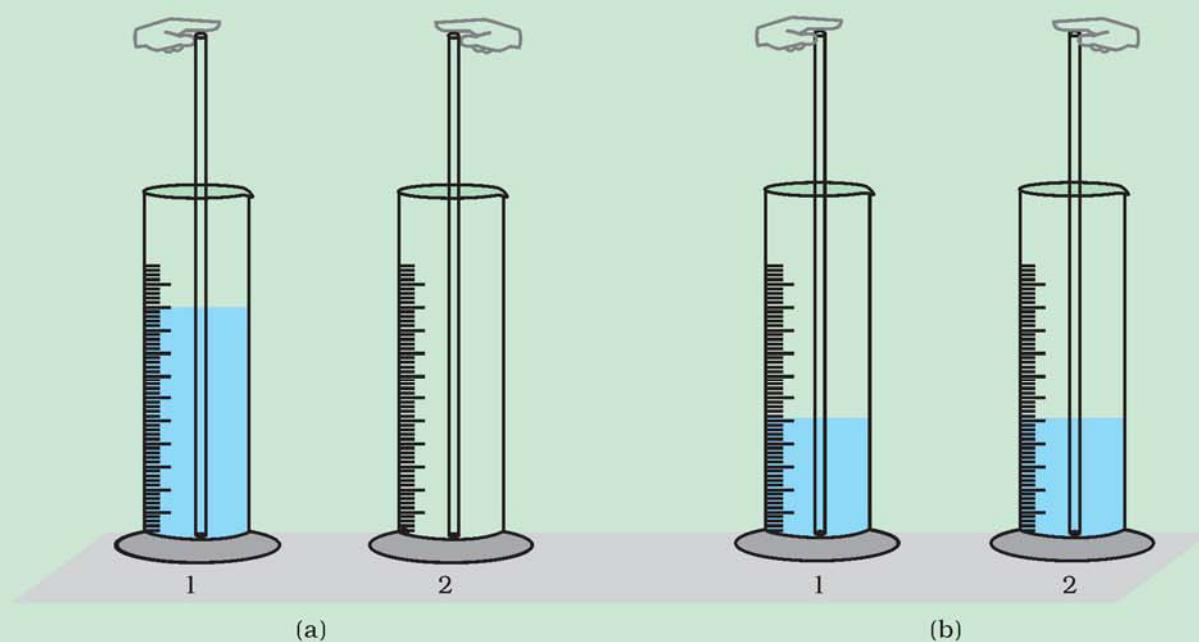
ગતિશીલ સંતુલન – વિદ્યાર્થી માટે પ્રવૃત્તિ

ભૌતિક પ્રકમ હોય કે રાસાયણિક પ્રકમ હોય તો પણ સંતુલન હંમેશાં ગતિશીલ હોય છે. આનું નિર્દેશન રેડિયોસ્કોપ સમસ્થાનિકોનો ઉપયોગ કરીને કરી શકીએ. શાળાની પ્રયોગશાળામાં આ શક્ય નથી. જો કે નીચેની પ્રવૃત્તિ કરી તેને સહેલાઈથી સમજી શકીશું. આ પ્રવૃત્તિ 5 થી 6 વિદ્યાર્થીઓના સમૂહમાં કરી શકાય.

બે 100 mLના અંકિત નળાકાર લો (જેમને 1 અને 2 નિશાની કરો) અને 30 cm લંબાઈવાળી બે કસનળીઓ લો. કસનળીના વ્યાસ સરખા હોવા જોઈએ. 3થી 5 mm તફાવત જેટલો હોય તો ચાલે. નળાકાર-1ને રંગીન પાણી લઈ લગભગ અદ્યે સુધી ભરી દો (રંગીન પાણી બનાવવા પોટેશિયમ પરમેગેનેટના સ્ફિટિકને પાઇલિમાં ઓગાળો) અને બીજો નળાકાર-2 ખાલી રાખો.

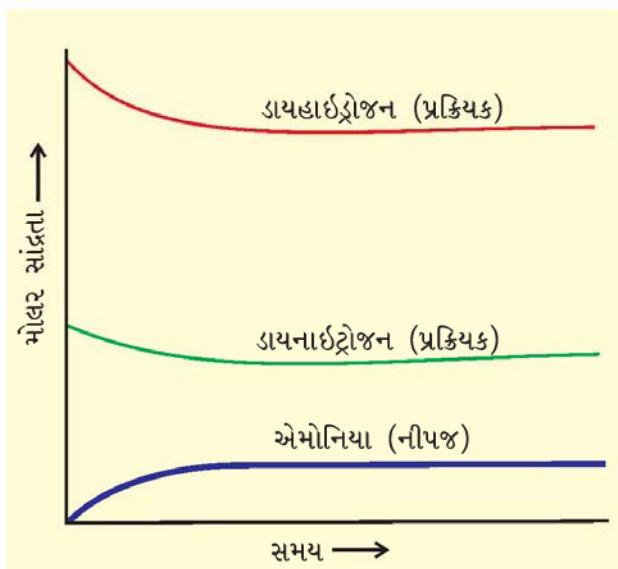
નળાકાર-1માં એક નળી-1 મૂકો અને નળાકાર-2માં નળી-2માં મૂકો. એક નળીને નળાકાર-1માં ઠૂબાડો. તેનો ઉપરનો ભાગ આંગળી વડે બંધ કરો અને રંગીન પાણીને નળાકાર-2ના નીચેના ભાગમાં દાખલ કરી દો. બીજા નળાકારમાં રાખેલી બીજી નળીનો ઉપયોગ કરી સમાન રીતથી નળાકાર-2માંથી નળાકાર-1માં દાખલ કરો. આ પ્રમાણે રંગીન પાણીને બે નળીઓનો ઉપયોગ કરીને નળાકાર 1 થી 2માં અને નળાકાર 2થી 1માં ત્યાં સુધી હેરફેર કરો જ્યાં સુધી તમને લાગે નહિ કે બન્ને નળાકારમાં રંગીન પાણીની સપાટી અચળ થઈ ગઈ છે.

જો તમે રંગીન પાણીને બે નળાકાર વચ્ચે આંતર હેરફેર ચાલુ રાખો જેથી બન્ને નળાકારમાં રંગીન પાણીમાં આગળ ઉપર કોઈ હેરફેર થશે નહિ. આપણે જો સપાટીની અનુરૂપતા(analogy)ને પ્રક્રિયક અને નીપજની સાંદરતાના રૂપમાં બન્ને નળાકારમાં ગણીએ તો આપણે કહી શકીએ કે હેરફેરનો પ્રકમ અચળતા પ્રાપ્ત કર્યા પછી પણ ચાલુ રહે છે. જે પ્રકમનો ગતિશીલ સ્વભાવ દર્શાવે છે. જો આપણે જુદા જુદા વ્યાસવાળી બે નળીઓ લઈને પ્રયોગનું પુનરાવર્તન કરીએ તો બન્ને નળાકારમાં રંગીન પાણીની સપાટી અલગ અલગ છે. બન્ને નળાકારમાં સપાટીમાં ફેરફાર માટે વ્યાસ કેવી રીતે જવાબદાર છે? ખાલી નળાકાર (2) શરૂઆતમાં તેમાં નીપજ ન હોવાનું સૂચયે છે.



આકૃતિ 7.3 સંતુલનના ગતિશીલ સ્વભાવનું નિર્દર્શન

(a) પ્રારંભિક તબક્કો (b) સંતુલન પ્રાપ્ત કર્યા પછી અંતિમ તબક્કો

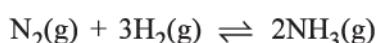


આકૃતિ 7.4 $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ પ્રક્રિયાના સંતુલનનું ચિત્રણ

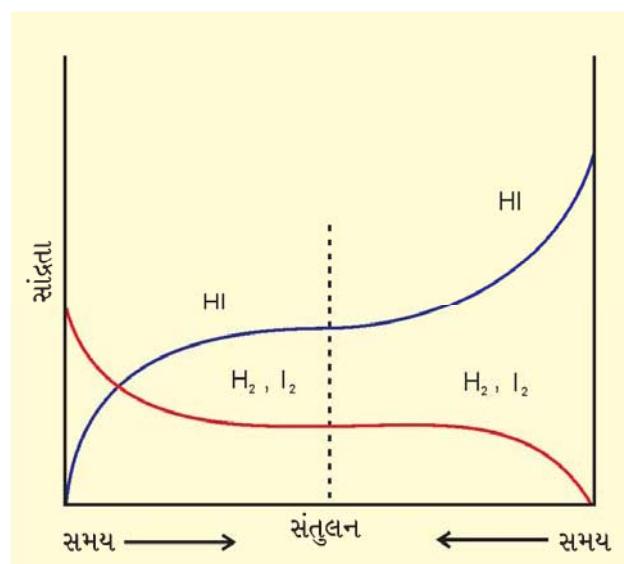
પછી જ્યારે આ મિશ્રણનું પૃથક્કરણ કરવામાં આવ્યું ત્યારે જાણાયું કે એમોનિયાની સંદર્ભાની અગાઉના જેટલી જ છે. જ્યારે આ મિશ્રણનું દળસ્પેક્ટ્રોમીટર વડે પૃથક્કરણ કરવામાં આવે છે ત્યારે એમોનિયા અને ડ્યુટેરિયમવાળા એમોનિયા ધરાવતા બધા રૂપો (NH₃, NH₂D, NHD₂ અને ND₃) ડાયહાઇડ્રોજન અને તેમના ડ્યુટેરિયમના સ્વરૂપો (H₂, HD અને D₂) હાજર છે. આથી કોઈ તારણ કરી શકે કે અણુમાં H અને D પરમાણુનું અસ્કુટિંગ (scrambling) મિશ્રણમાં પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયાઓ ચાલુ હોવાનું પરિણામ દર્શાવે છે. જો પ્રક્રિયા સંતુલન પ્રાપ્તિ પછી રોકાઈ જ ગઈ હોત તો આ પ્રમાણે સમસ્થાનિકોનું મિશ્રણ થયું ના હોત.

સમસ્થાનિક (ડ્યુટેરિયમ)નો ઉપયોગ એમોનિયાની બનાવતમાં સ્પષ્ટ રીતે સૂચવે છે કે રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ ગતિશીલ સંતુલનની અવસ્થાએ પહોંચે છે જેમાં પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયાના દર સમાન થાય છે અને તેથી સંઘટનમાં ચોખ્ખો (net) ફેર થતો નથી.

સંતુલન બન્ને બાજુથેથી પ્રાપ્ત કરી શકાય. ભલે આપણે N₂(g) અને H₂(g) લઈને NH₃(g) મેળવીએ અથવા NH₃(g) લઈને તેને N₂(g) અને H₂(g)માં વિઘટન કરીએ.



આ જ પ્રમાણે આપણે પ્રક્રિયા $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ લઈએ. આપણે શરૂઆતમાં H₂ અને I₂ની સરખી સંદર્ભાની લઈને કરીએ તો પ્રક્રિયા પુરોગામી દિશામાં આગળ વધશે અને H₂ અને I₂ની સંદર્ભાની ઘટશે, જ્યારે HIની સંદર્ભાની વધશે જ્યાં સુધી આ બધા જ સંતુલને અચળ નહિ થાય (આકૃતિ 7.5). આપણે એકલો HI લઈએ તો પ્રતિગામી પ્રક્રિયાની દિશામાં પ્રક્રિયા આગળ વધશે. HIની સંદર્ભાની ઘટશે અને H₂ અને I₂ની સંદર્ભાની વધશે જ્યાં સુધી તે અચળ નહિ થાય અને સંતુલન પ્રાપ્ત કરશે (આકૃતિ 7.5). જો H₂ અને I₂ના પરમાણુની કુલ સંખ્યા આપેલ કદમાં સરખી હોય તો સમાન સંતુલન મિશ્રણ મળશે. ભલે આપણે પ્રક્રિયકોમાંથી અથવા નીપજોમાંથી પ્રક્રિયા શરૂ કરીએ.



આકૃતિ 7.5 $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$

પ્રક્રિયામાં સંતુલન અચળાંક ગમે તે દિશામાંથી પ્રાપ્ત કરી શકાય.

7.3 રાસાયણિક સંતુલનનો નિયમ અને સંતુલન અચળાંક (Law of Chemical Equilibrium and Equilibrium Constant)

પ્રક્રિયકો અને નીપજોના સંતુલન અવસ્થાએ મિશ્રણને સંતુલન મિશ્રણ કહે છે. આ વિભાગમાં સંતુલન મિશ્રણના સંઘટનના ઘણા બધા અગત્યના પ્રશ્નોને સમજીશું. સંતુલન મિશ્રણમાં પ્રક્રિયકો અને નીપજોની સંદર્ભાની વચ્ચે શું સંબંધ છે? પ્રારંભિક સંદર્ભાની સંતુલન સંદર્ભાનો કેવી રીતે નક્કી કરીશું? સંતુલન મિશ્રણનું સંઘટન બદલવા માટે આપણે

ક્યા પરિબળોનો ઉપયોગ કરીશું? છેલ્લો પ્રશ્ન ખાસ કરીને H_2 , NH_3 , CaO વગેરે જેવા ઔદ્યોગિક રસાયણોના સંશોધણા માટે પરિસ્થિતિઓ પસંદ કરીશું.

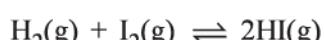
આ પ્રશ્નોના જવાબ આપવા માટે આપણે સામાન્ય પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયા $A + B \rightleftharpoons C + D$ ને ધ્યાનમાં લઈશું.

જ્યાં, સંતુલિત રાસાયણિક સમીકરણમાં A અને B પ્રક્રિયકો છે અને C અને D નીપજો છે. ઘણી પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયાઓના અભ્યાસના આધારે નોર્વેના વૈજ્ઞાનિકો કેટો મેક્સીમિલન ગુલ્ડબર્ગ (Cato Maximilian Guldberg) અને પીટર વાગે (Peter Waage) 1864માં દરખાસ્ત કરી કે સંતુલન મિશ્રણમાં સાંક્રતા નીચેના સંતુલિત સમીકરણ સાથે સંબંધિત છે :

$$K_c = \frac{[C][D]}{[A][B]} \quad (7.1)$$

જ્યાં, K_c સંતુલન અચળાંક છે અને જમણી બાજુની અભિવ્યક્તિ (expression)ને સંતુલન અચળાંક અભિવ્યક્તિ કહે છે.

સંતુલન સમીકરણને સક્રિય જથ્થાનો (દળનો) નિયમ પણ કહેવાય છે. રસાયણવિજ્ઞાનના અગાઉના દિવસોમાં સાંક્રતાને સક્રિય જથ્થો (દળ) કહેવામાં આવતો હતો. તેમના કાર્યને વધુ સારી રીતે બિરદાવવા માટે આપણે H_2 અને I_2 ની સીલ કરેલા પાત્રમાં 731 K તાપમાને ગણતરીમાં લઈએ.



1 mol 1 mol 2 mol

જ પ્રયોગો કરવામાં આવ્યા હતા : જેમાં પ્રારંભિક પરિસ્થિતિઓ બદલીને કરવામાં આવેલ હતા. પહેલા ચાર પ્રયોગો (1, 2, 3, 4)માં H_2 અને I_2 લઈને કરવામાં આવેલ અને બાકીના બે પ્રયોગો (5 અને 6)માં માત્ર HI લઈને પ્રયોગ કરવામાં આવેલા. પ્રયોગ 1, 2, 3, 4 H_2 અને/અથવા I_2 ની જુદી જુદી સાંક્રતા લઈને કરવામાં આવેલ અને એવું અવલોકન કરવામાં આવ્યું કે જાંબુરિયા રંગની તીવ્રતા અચળ રહી અને સંતુલન પ્રાપ્ત થયું હતું. તે જ પ્રમાણે પ્રયોગ 5 અને 6માં સંતુલન વિસ્તૃત દિશામાંથી પ્રક્રિયા કરીને પ્રાપ્ત થયું હતું.

બધા જ પ્રયોગોના સેટમાં મળેલી માહિતી કોષ્ટક 7.2માં આપેલ છે.

પ્રયોગ 1, 2, 3 અને 4 ઉપરથી એ સ્પષ્ટ છે કે પ્રક્રિયા પામેલા ડાયહાઇટ્રોજનના મોલની સંખ્યા = પ્રક્રિયા પામેલા આયોડિનના મોલની સંખ્યા = $\frac{1}{2}$ (નીપજેલા HI ના મોલની સંખ્યા). વળી પ્રયોગ 5 અને 6 પણ સૂચવે છે કે,

$$[H_2(g)]_{eq} = [I_2(g)]_{eq}$$

ઉપરની હકીકિતો જાણ્યા પછી પ્રક્રિયકો અને નીપજોની સાંક્રતાઓ વચ્ચે સંબંધ પ્રસ્થાપિત કરવા માટે ઘણા સંયોગીકરણના પ્રયત્ન થયા. આપણે સરળ અભિવ્યક્તિ ગણતરીમાં લઈશું.

$$[HI(g)]_{eq} / [H_2(g)]_{eq} [I_2(g)]_{eq}$$

કોષ્ટક 7.3 પરથી જણાશો કે જો આપણે પ્રક્રિયકો અને નીપજોની સંતુલન સાંક્રતાઓ મૂકીએ તો ઉપરની અભિવ્યક્તિ

કોષ્ટક 7.2 H_2 , I_2 અને HI ની પ્રારંભિક અને સંતુલન સાંક્રતાઓ

પ્રયોગ ક્રમાંક	પ્રારંભિક સાંક્રતા / mol L ⁻¹			સંતુલન સાંક્રતા / mol L ⁻¹		
	[$H_2(g)$]	[$I_2(g)$]	[$HI(g)$]	[$H_2(g)$]	[$I_2(g)$]	[$HI(g)$]
1	2.4×10^{-2}	1.38×10^{-2}	0	1.14×10^{-2}	0.12×10^{-2}	2.52×10^{-2}
2	2.4×10^{-2}	1.68×10^{-2}	0	0.92×10^{-2}	0.20×10^{-2}	2.96×10^{-2}
3	2.44×10^{-2}	1.98×10^{-2}	0	0.77×10^{-2}	0.31×10^{-2}	3.34×10^{-2}
4	2.46×10^{-2}	1.76×10^{-2}	0	0.92×10^{-2}	0.22×10^{-2}	3.08×10^{-2}
5	0	0	3.04×10^{-2}	0.345×10^{-2}	0.345×10^{-2}	2.35×10^{-2}
6	0	0	7.58×10^{-2}	0.86×10^{-2}	0.86×10^{-2}	5.86×10^{-2}

કોષ્ટક 7.3 પ્રક્રિયકોની સંતુલન સાંક્રતાને સમાવિષ્ટ કરતી અભિવ્યક્તિ
 $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$

પ્રયોગ ક્રમાંક	$[HI(g)]_{eq}$ $[H_2(g)]_{eq} [I_2(g)]_{eq}$	$[HI(g)]_{eq}^2$ $[H_2(g)]_{eq} [I_2(g)]_{eq}$
1	1840	46.4
2	1610	47.6
3	1400	46.7
4	1520	46.9
5	1970	46.4
6	790	46.4

અચળાંકથી ઘણી જ દૂર છે. જો આપણે અભિવ્યક્તિ,

$$[HI(g)]_{eq}^2 / [H_2(g)]_{eq} [I_2(g)]_{eq}$$

ગાણતરીમાં લઈએ તો તે ઇ પ્રયોગોમાં અચળાંક મૂલ્ય આપે છે (કોષ્ટક 7.3માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે). આપણે એ પણ જોઈ શકીએ કે પ્રક્રિયકો અને નીપજોની સાંક્રતાનો ધાતાંક (power) ખરેખર રાસાયણિક પ્રક્રિયા માટેના સમીકરણમાં તત્વયોગમિતિય ગુણાંક છે. આમ $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ પ્રક્રિયા માટે સમીકરણ 7.1 પ્રમાણે લખતાં સંતુલન અચળાંક K નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

$$K_c = \frac{[HI(g)]_{eq}^2}{[H_2(g)]_{eq} [I_2(g)]_{eq}} \quad (7.2)$$

સામાન્ય રીતે પાદાંક 'eq' (સંતુલન માટે વપરાયેલ) સાંક્રતા પર્યાયોમાંથી ૨૬ કરવામાં આવે છે. એવું માની લેવામાં આવે છે કે K_c ની અભિવ્યક્તિમાં સાંક્રતાઓ સંતુલન સાંક્રતાઓ જ હોય છે. આથી આપણે લખી શકીએ કે,

$$K_c = \frac{[HI(g)]^2}{[H_2(g)][I_2(g)]} \quad (7.3)$$

પાદાંક c સૂચવે છે કે K_c ની અભિવ્યક્તિમાં સાંક્રતા mol L⁻¹ છે.

આપેલ તાપમાને પ્રક્રિયા નીપજોની સાંક્રતાને સંતુલિત સમીકરણમાંના અનુરૂપ તત્વયોગમિતિય ગુણાંકને ધાતાંક (power) તરીકે લેતાં અને તેને પ્રક્રિયકોની વ્યક્તિગત સાંક્રતાઓને અનુરૂપ તત્વયોગમિતિય ગુણાંકને ધાતાંક તરીકે લઈને ભાગવાથી અચળ મૂલ્ય મળે છે. આને સંતુલન નિયમ અથવા રાસાયણિક સંતુલનનો નિયમ કહે છે.

સામાન્ય પ્રક્રિયા $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ માટે સંતુલન અચળાંક નીચે પ્રમાણે રજૂ કરી શકાય :

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \quad (7.4)$$

જ્યાં, [A], [B], [C] અને [D] પ્રક્રિયકો અને નીપજોની અનુક્રમે સંતુલન સાંક્રતા છે.

$4NH_3(g) + 5O_2(g) \rightleftharpoons 4NO(g) + 6H_2O(g)$ માટે સંતુલન અચળાંક નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

$$K_c = [NO]^4 [H_2O]^6 / [NH_3]^4 [O_2]^5$$

જુદી જુદી સ્પેસિઝની મોલર સાંક્રતા ચોરસ કૌંસમાં દર્શાવીને સૂચવવામાં આવે છે. અગાઉ જડાવ્યા પ્રમાણે એમ સ્વીકારવામાં આવે છે કે તે સંતુલન સાંક્રતાઓ છે, જ્યારે સંતુલન અચળાંક માટે અભિવ્યક્તિ દર્શાવીએ ત્યારે કલા (s, l, g) સામાન્ય રીતે ધ્યાનમાં લેવાતી નથી.

આપણે પ્રક્રિયા



માટે સંતુલન અચળાંક K_c નીચે પ્રમાણે લખી શકીએ.

$$K_c = [HI]^2 / [H_2] [I_2] = X \quad (7.6)$$

પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયા

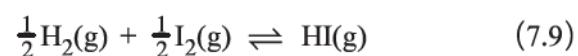
$2HI(g) \rightleftharpoons H_2(g) + I_2(g)$ માટે સમાન તાપમાને સંતુલન અચળાંક

$$K'_c = \frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2} = \frac{1}{X} = \frac{1}{K_c} \quad (7.7)$$

$$\text{આમ, } K'_c = \frac{1}{K_c} \quad (7.8)$$

પ્રતિગામી પ્રક્રિયા માટે સંતુલન અચળાંક પુરોગામી દિશામાંની પ્રક્રિયા માટેના સંતુલન અચળાંકનો વ્યસ્ત (reciprocal) હોય છે.

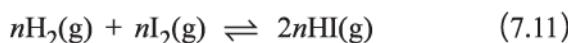
જો આપણે રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં તત્વયોગમિતિય ગુણાંકને કોઈ એક અવયવથી ગુણીને બદલીએ તો આપણાને ખાત્રી થવી જોઈએ કે સંતુલન અચળાંકમાં પણ આ ફેરફારનું પ્રતિબિંબ પડે છે (અસર થાય છે). ઉદાહરણ તરીકે જો પ્રક્રિયા (7.5) આ પ્રમાણે લખીએ :



તો સંતુલન અચળાંક ઉપરોક્ત પ્રક્રિયા માટે નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

$$K''_c = [HI] / [H_2]^{\frac{1}{2}} [I_2]^{\frac{1}{2}} = \left[\frac{[HI]^2}{[[H_2][I_2]]} \right]^{\frac{1}{2}} = X^{\frac{1}{2}} = K_c^{\frac{1}{2}} \quad (7.10)$$

સમીકરણ (7.5)ને n વડે ગુણતાં આપણને મળશે



આથી પ્રક્રિયા માટે સંતુલન અચળાંક K_c^n થશે. આ પરિણામો કોષ્ટક 7.4માં દર્શાવેલ છે એ નોંધવું જોઈએ, કરણ કે સંતુલન અચળાંક K_c અને K_c' ને જુદી જુદી સંઘાના મૂલ્યો હોય છે. સંતુલન અચળાંકનું મૂલ્ય જ્યારે રજૂ કરીએ ત્યારે સંતુલિત સમીકરણનું સ્વરૂપ રજૂ કરવું અગત્યનું છે.

કોષ્ટક 7.4 સામાન્ય પ્રક્રિયા અને તેના ગુણકો સાથે સંતુલન અચળાંકના સંબંધો

રાસાયણિક સમીકરણ	સંતુલન અચળાંક
$a\text{A} + b\text{B} \rightleftharpoons c\text{C} + d\text{D}$	K_c
$c\text{C} + d\text{D} \rightleftharpoons a\text{A} + b\text{B}$	$K_c' = (1/K_c)$
$na\text{A} + nb\text{B} \rightleftharpoons nc\text{C} + nd\text{D}$	$K_c'' = (K_c^n)$

કોષ્ટક 7.1

500 K તાપમાને સંતુલને N_2 અને H_2 માંથી NH_3 ની બનાવટમાં નીચે પ્રમાણેની સાંક્રતા મળેલ છે.

$[\text{N}_2] = 1.5 \times 10^{-2} \text{ M}$, $[\text{H}_2] = 3.0 \times 10^{-2} \text{ M}$ અને $[\text{NH}_3] = 1.2 \times 10^{-2} \text{ M}$. સંતુલન અચળાંક ગણો.

ઉકેલ :

$\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$ પ્રક્રિયા માટે, સંતુલન અચળાંક નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

$$\begin{aligned} K_c &= \frac{[\text{NH}_3(\text{g})]^2}{[\text{N}_2(\text{g})][\text{H}_2(\text{g})]^3} \\ &= \frac{(1.2 \times 10^{-2})^2}{(1.5 \times 10^{-2}) \times (3.0 \times 10^{-2})^3} \\ &= 0.106 \times 10^4 = 1.06 \times 10^3 \end{aligned}$$

કોષ્ટક 7.2

સંતુલન એક બંધ પાત્રમાં 800 K તાપમાને સાંક્રતાઓ નીચે પ્રમાણે છે :

$\text{N}_2 = 3.0 \times 10^{-3} \text{ M}$, $\text{O}_2 = 4.2 \times 10^{-3} \text{ M}$ અને $\text{NO} = 2.8 \times 10^{-3} \text{ M}$ છે તો

$\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g})$ માટે K_c કેટલો હશે ?

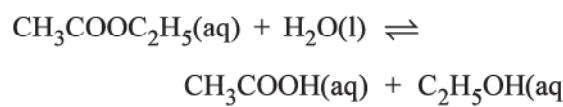
ઉકેલ :

પ્રક્રિયા માટે સંતુલન અચળાંક K_c નીચે પ્રમાણે લખી શકાય,

$$\begin{aligned} K_c &= \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]} \\ &= \frac{(2.8 \times 10^{-3} \text{ M})^2}{(3.0 \times 10^{-3} \text{ M}) \times (4.2 \times 10^{-3} \text{ M})} \\ &= 0.622 \end{aligned}$$

7.4 સમાંગ સંતુલન (Homogeneous Equilibria)

સમાંગ પ્રણાલીમાં બધા જ પ્રક્રિયકો અને નીપજો સમાન કલામાં હોય છે. ઉદાહરણ તરીકે $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$ પ્રક્રિયામાં પ્રક્રિયકો અને નીપજો સમાંગ વાયુમય કલામાં છે. તે જ પ્રમાણે નીચેની પ્રક્રિયાઓમાં પણ



અને $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{SCN}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{SCN})^{2+}(\text{aq})$ બધા જ પ્રક્રિયકો અને નીપજો સમાંગ દ્રાવક કલામાં છે. આપણે કેટલીક સમાંગ પ્રક્રિયાઓ માટે સંતુલન અચળાંક ગણતરીમાં લઈશું.

7.4.1 વાયુમય પ્રણાલીઓ માટે સંતુલન અચળાંક (Equilibrium Constant in Gaseous System)

આપણે અત્યાર સુધી પ્રક્રિયાઓના સંતુલન અચળાંક પ્રક્રિયકો અને નીપજોની મોલર સાંક્રતામાં રજૂ કર્યા હતા અને સંઝા K_c નો ઉપયોગ કરેલો. વાયુનો સમાવેશ કરતી પ્રક્રિયાઓમાં સામાન્ય રીતે સંતુલન અચળાંક આંશિક દભાજના પર્યાયમાં રજૂ કરવો વધારે અનુકૂળ રહે છે.

આદર્શ વાયુ સમીકરણ નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

$$pV = nRT$$

$$\Rightarrow p = \frac{n}{V} RT$$

જ્યાં, p દભાજ Pa માં છે, n વાયુના મોલની સંખ્યા છે. V વાયુનું કદ m^3 માં છે અને T તાપમાન કેલ્વિનમાં છે.

આથી,

$\frac{n}{V}$ સંદર્ભતા છે, જે mol/m³ માં દર્શાવી શકાય. જો સંદર્ભતા

c mol/L અથવા mol/dm³ હોય અને p bar હોય તો,

$$p = cRT$$

આપણે લખી શકીએ કે $p = [\text{વાયુ}] RT$

જ્યાં, $R = 0.0831 \text{ bar litre / mol K}$

અચળ તાપમાને વાયુનું દબાણ તેની સંદર્ભતાને સમપ્રમાણ છે એટલે કે $p \propto [\text{વાયુ}]$.

સંતુલનમાં રહેલી પ્રક્રિયા

$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$ માટે આપણે લખી શકીએ કે,

$$K_c = \frac{[\text{HI}(\text{g})]^2}{[\text{H}_2(\text{g})][\text{I}_2(\text{g})]} \text{ અથવા}$$

$$K_c = \frac{[p_{\text{HI}}]^2}{[p_{\text{H}_2}][p_{\text{I}_2}]} \quad (7.12)$$

$$\text{વળી, } p_{\text{HI}} = [\text{HI}(\text{g})] RT$$

$$p_{\text{I}_2} = [\text{I}_2(\text{g})] RT$$

$$p_{\text{H}_2} = [\text{H}_2(\text{g})] RT \text{ છે.}$$

$$\text{માટે, } K_p = \frac{[p_{\text{HI}}]^2}{[p_{\text{H}_2}][p_{\text{I}_2}]} \\ = \frac{[\text{HI}(\text{g})]^2[RT]^2}{[\text{H}_2(\text{g})] RT [\text{I}_2(\text{g})] RT} \\ = \frac{[\text{HI}(\text{g})]^2}{[\text{H}_2(\text{g})][\text{I}_2(\text{g})]} = K_c \quad (7.13)$$

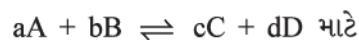
આ ઉદાહરણમાં $K_p = K_c$ એટલે કે બન્ને સંતુલન અચળાંકો સરખા છે, પરંતુ આવું હંમેશાં બનતું નથી. ઉદાહરણ તરીકે પ્રક્રિયા $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$ માટે

$$K_p = \frac{[p_{\text{NH}_3}]^2}{[p_{\text{N}_2}][p_{\text{H}_2}]^3}$$

$$= \frac{[\text{NH}_3(\text{g})]^2[RT]^2}{[\text{N}_2(\text{g})] RT \cdot [\text{H}_2(\text{g})]^3(RT)^3} \\ = \frac{[\text{NH}_3(\text{g})]^2[RT]^{-2}}{[\text{N}_2(\text{g})][\text{H}_2(\text{g})^3]} = K_c(RT)^{-2}$$

$$\text{અથવા } K_p = K_c(RT)^{-2} \quad (7.14)$$

એ જ પ્રમાણે સામાન્ય પ્રક્રિયા



$$K_p = \frac{(p_C^c)(p_D^d)}{(p_A^a)(p_B^b)} \\ = \frac{[\text{C}]^c[\text{D}]^d \cdot [\text{RT}]^{c+d}}{[\text{A}]^a[\text{B}]^b \cdot [\text{RT}]^{a+b}} \\ = \frac{[\text{C}]^c[\text{D}]^d}{[\text{A}]^a[\text{B}]^b} (\text{RT})^{(c+d)-(a+b)} \\ = \frac{[\text{C}]^c[\text{D}]^d}{[\text{A}]^a[\text{B}]^b} (\text{RT})^{\Delta n} = K_c(\text{RT})^{\Delta n} \quad (7.15)$$

જ્યાં, સંતુલિત રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં

$$\Delta n = (\text{વાયુમય નીપળોના મોલની સંખ્યા) -$$

$$(\text{વાયુમય પ્રક્રિયકોના મોલની સંખ્યા)$$

થાય છે. એ જરૂરી છે કે જ્યારે K_p નું મૂલ્ય ગણીએ ત્યારે દબાણને barમાં દર્શાવવું જોઈએ. કારણ કે દબાણની પ્રમાણિત અવસ્થા 1 bar છે. આપણે એકમ 1 માંથી જાણીએ છીએ કે,

$$1 \text{ pascal Pa} = 1 \text{ Nm}^{-2} \text{ અને } 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$$

કેટલીક પસંદ કરેલી પ્રક્રિયાઓના સંતુલન અચળાંક K_p કોષ્ટક 7.5માં આપેલ છે.

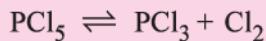
કોષ્ટક 7.5 કેટલીક પસંદ કરેલી પ્રક્રિયાઓ માટે સંતુલન અચળાંક K_p

પ્રક્રિયા	તાપમાન/K	K_p
$\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$	298	6.8×10^5
	400	41
	500	3.6×10^{-2}
$2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$	298	4.0×10^{24}
	500	2.5×10^{10}
	700	3.0×10^4
$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$	298	0.98
	400	47.9
	500	1700

કોષ્ટક 7.3

PCl_5 , PCl_3 અને Cl_2 500 K તાપમાને સંતુલનમાં છે અને તેમની સંદર્ભતા અનુક્રમે 1.59M PCl_3 , 1.59M Cl_2 અને 1.41 M PCl_5 છે.

નીચેની પ્રક્રિયા માટે K_c ગણો.

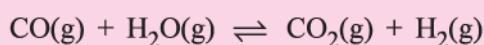


ઉકેલ :

ઉપરની પ્રક્રિયા માટે સંતુલન અચળાંક K_c આ પ્રમાણે લખી શકાય :

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{(1.59)^2}{1.41} = 1.79$$

કોયડો 7.4



પ્રક્રિયા માટે K_c નું મૂલ્ય 800 K તાપમાને 4.24 છે. 800 K તાપમાને સંતુલને CO_2 , H_2 , CO અને H_2O ની સાંક્રતા ગણો. શરૂઆતમાં માત્ર CO અને H_2O જ હાજર હતાં અને તેમની દરેકની સાંક્રતા 0.10M હતી.

ઉકેલ :

પ્રક્રિયા

$\text{CO}(g) + \text{H}_2\text{O}(g) \rightleftharpoons \text{CO}_2(g) + \text{H}_2(g)$ માટે પ્રારંભિક સાંક્રતા

$$0.1 \text{ M} \quad 0.1 \text{ M} \quad 0 \quad 0$$

ધારો કે x મોલ પ્રતિલિપ્ત નીપજ બને છે. આથી સંતુલને $(0.1 - x)\text{M}$ $(0.1 - x)\text{M}$ $x\text{M}$ $x\text{M}$

જ્યાં, x , CO_2 અને H_2 નો સંતુલને જથ્થો છે.

આથી સંતુલન અચળાંક માટે લખી શકીએ,

$$K = \frac{x^2}{(0.1 - x)^2} = 4.24$$

$$x^2 = 4.24 (0.01 + x^2 - 0.2x)$$

$$x^2 = 0.0424 + 4.24x^2 - 0.848x$$

$$3.24x^2 - 0.848x + 0.0424 = 0$$

$$a = 3.24, b = -0.848, c = 0.0424$$

દ્વિધાત સમીકરણ $ax^2 + bx + c = 0$ માટે

$$x = \frac{(-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac})}{2a}$$

$$x = 0.848 \pm \sqrt{(0.848)^2 - 4(3.24)(0.0424)} / (3.24 \times 2)$$

$$x = (0.848 \pm 0.4118) / 6.48$$

$$x_1 = (0.848 - 0.4118) / 6.48 = 0.067$$

$$x_2 = (0.848 + 0.4118) / 6.48 = 0.194$$

0.194 મૂલ્ય સ્વીકારી શકાશે નહિ. કારણ કે તે પ્રક્રિયકની પ્રારંભિક સાંક્રતાથી વધારે બતાવશે. તેથી તે સ્વીકાર્ય નથી. આથી સંતુલને સાંક્રતા

$$[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = x = 0.067 \text{ M}$$

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 0.1 - 0.067 = 0.033 \text{ M}$$

કોયડો 7.5

$2\text{NOCl}(g) \rightleftharpoons 2\text{NO}(g) + \text{Cl}_2(g)$ સંતુલન માટે સંતુલન અચળાંક K_c નું મૂલ્ય 1069 K તાપમાને 3.75×10^{-6} છે. આ તાપમાને પ્રક્રિયા માટે K_p ગણો.

ઉકેલ :

આપણો જાણીએ છીએ કે,

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$$

ઉપરની પ્રક્રિયા માટે,

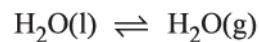
$$\Delta n = (2 + 1) - 2 = 1$$

$$K_p = 3.75 \times 10^{-6} (0.0831 \times 1069)$$

$$K_p = 0.00033$$

7.5 વિષમાંગ સંતુલન (Heterogeneous Equilibria)

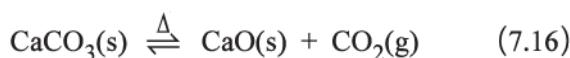
જો પ્રણાલીમાં એક કરતાં વધારે કલા હોય તો તે સંતુલનને વિષમાંગ સંતુલન કહે છે. બંધ પાત્રમાં પ્રવાહી પાણી અને પાણીની બાધ્ય વચ્ચેનું સંતુલન વિષમાંગ સંતુલનનું ઉદાહરણ છે.



આ ઉદાહરણમાં વાયુ કલા છે અને પ્રવાહી કલા પણ છે. એ જ પ્રમાણે ઘન અને સંતૃપ્ત દ્રાવણ વચ્ચે સંતુલન જેમકે, $\text{Ca(OH)}_2(s) + (\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$ વિષમાંગ સંતુલન છે.

વિષમાંગ સંતુલન મુખ્યત્વે શુદ્ધ ઘન અને પ્રવાહીનો સમાવેશ કરે છે. આપણો સંતુલન અભિવ્યક્તિને વિષમાંગ સંતુલન જેમાં શુદ્ધ ઘન કે પ્રવાહી સમાવિષ્ટ હોય તેને માટે સરળ બનાવી શકીએ. શુદ્ધ ઘન અને પ્રવાહીની મોલર સાંક્રતા અચળ (એટલે કે હાજર જથ્થાથી સ્વતંત્ર) હોય છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો જો પદાર્થ 'X' સમાવિષ્ટ થાય છે, તો $[\text{X(s)}]$ અને $[\text{X(l)}]$ નું મૂલ્ય 'X'નો ગમે તેટલો જથ્થો લીધો હોય તો પણ અચળ છે. આની વિરુદ્ધમાં $[\text{X(g)}]$

અને $[X(aq)]$ હોત તો તે બદલાત કારણ કે આપેલ કદમાં જથ્થો 'X' બદલાય છે. આપણે કેલ્ખિયમ કાર્બોનેટનું ઉભીય વિઘટન લઈએ. જે એક રસપ્રદ અને અગત્યનું વિષમાંગ રસાયણિક સંતુલનનું ઉદાહરણ છે.



તત્ત્વયોગભિત્તિય સમીકરણને આધારે લખી શકીએ કે,

$$K_c = \frac{[\text{CaO}(s)][\text{CO}_2(g)]}{[\text{CaCO}_3(s)]}$$

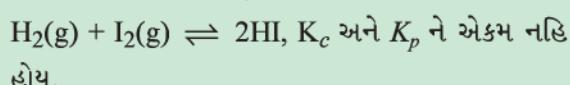
$\text{CaCO}_3(s)$ અને $\text{CaO}(s)$ બન્ને અચળ છે તેથી કેલ્ખિયમ કાર્બોનેટના ઉભીય વિઘટનનો સંતુલન અચળાંક લખી શકાય.

$$K_c = [\text{CO}_2(g)] \quad (7.17)$$

$$\text{અથવા } K_p = p_{\text{CO}_2} \quad (7.18)$$

સંતુલન અચળાંકના એકમો

સંતુલન અચળાંક K_c નું મૂલ્ય સાંક્રતા પર્યાયોને mol/Lમાં દાખલ કરીને અને K_p માટે આંશિક દબાણ Pa, kPa, bar અથવા atm માં. મોલારિટી અથવા દબાણ પર આધારિત સંતુલન અચળાંક એકમોમાં પરિણમે છે જેમાં બન્ને અંશ અને છેદના ઘાતાંક સરખા ન હોય ત્યાં સુધી. નીચેની પ્રક્રિયાઓ માટે,



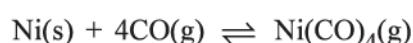
$\text{N}_2\text{O}_4(g) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(g)$, K_c ના એકમ mol/L હશે અને K_p નો એકમ bar હશે.

જો પ્રક્રિયકો અને નીપણો પ્રમાણિત અવસ્થામાં હોય તો સંતુલન અચળાંકને પરિમાણરહિત રાશિઓ તરીકે રજૂ કરી શકીએ. શુદ્ધ વાયુ માટે પ્રમાણિત અવસ્થા 1 bar છે. આથી 4 bar ને પ્રમાણિત અવસ્થામાં રજૂ કરી શકાય કે $4 \text{ bar} / 1 \text{ bar} = 4$ જે પરિમાણરહિત સંખ્યા છે. પ્રમાણિત અવસ્થા (C_0) દ્રાવ્ય માટે 1 મોલર દ્રાવણ અને સાંક્રતા તેના સંદર્ભમાં માપી શકાય. સંતુલન અચળાંક સાંખ્યિક મૂલ્ય પરસ્પંદ કરેલી પ્રમાણિત અવસ્થા પર આધાર રાખે છે. આથી આ પ્રણાલીમાં K_p અને K_c પરિમાણરહિત રાશિઓ છે, પરંતુ સાંખ્યિક મૂલ્યો જુદા જુદા છે કારણ કે જુદી જુદી પ્રમાણિત અવસ્થામાં છે.

આ દર્શાવે છે કે કોઈ એક તાપમાને CO_2 ની અચળ સાંક્રતા અથવા દબાણ $\text{CaO}(s)$ અને $\text{CaCO}_3(s)$ સાથે સંતુલનમાં છે. પ્રાયોગિક રીતે એ નક્કી થયું છે કે 1100 K તાપમાને $\text{CaCO}_3(s)$ અને $\text{CaO}(s)$ સાથે સંતુલનમાં રહેલા CO_2 નું દબાણ $2.0 \times 10^5 \text{ Pa}$ છે. આથી સંતુલન અચળાંક 1100 K તાપમાને ઉપરની પ્રક્રિયા માટે,

$$K_p = p_{\text{CO}_2} = 2.0 \times 10^5 \text{ Pa} / 10^5 \text{ Pa} = 2.00$$

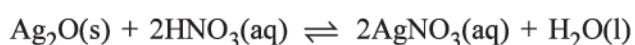
એ જ પ્રમાણો નિકલ, કાર્બન મોનોક્સાઇડ અને નિકલ કાર્બોનિલ વચ્ચેના સંતુલન માટે (નિકલના શુદ્ધીકરણમાં વપરાય છે).



સંતુલન અચળાંક આ પ્રમાણો લખી શકાય :

$$K_c = \frac{[\text{Ni}(\text{CO})_4]}{[\text{CO}]^4}$$

એ યાદ રાખવું જોઈએ કે વિષમાંગ સંતુલનના અસ્તિત્વ માટે શુદ્ધ ઘન અથવા પ્રવાહી સંતુલને (ગમે તેટલો ઓછો જથ્થો હોય તો પણ) હાજર હોવા જોઈએ પરંતુ, તેમની સાંક્રતા અથવા દબાણ સંતુલન અચળાંકની અભિવ્યક્તિમાં દર્શાવતા (appear) નથી. પ્રક્રિયા,



$$K_c = \frac{[\text{AgNO}_3]^2}{[\text{HNO}_3]^2}$$

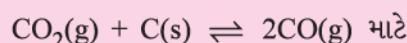
કોયડો 7.6

$\text{CO}_2(g) + \text{C}(s) \rightleftharpoons 2\text{CO}(g)$ પ્રક્રિયા માટે K_p નું મૂલ્ય 1000 K તાપમાને 3.0 છે. જો પ્રારંભિક(શરૂઆત)માં $p_{\text{CO}_2} = 0.48 \text{ bar}$ અને $p_{\text{CO}} = 0 \text{ bar}$ અને શુદ્ધ ગ્રેફાઈટ હાજર હોય તો CO અને CO_2 ના સંતુલન આંશિક દબાણની ગણતરી કરો.

ઉકેલ :

પ્રક્રિયા માટે ધારો કે,

x CO_2 ના દબાણમાં ઘટાડો છે. તો,



પ્રારંભિક 0.48 bar 0

સાંક્રતા

સંતુલને (0.48 - x) 2x bar

$$K_p = \frac{p_{\text{CO}}^2}{p_{\text{CO}_2}}$$

$$K_p = (2x)^2 / (0.48 - x) = 3$$

$$4x^2 = 3(0.48 - x)$$

$$4x^2 = 1.44 - 3x$$

$$4x^2 + 3x - 1.44 = 0$$

$$a = 4, b = 3, c = -1.44$$

$$x = \frac{(-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac})}{2a}$$

$$= [-3 \pm \sqrt{(3)^2 - 4(4)(-1.44)}] / 2 \times 4$$

$$= (-3 \pm 5.66) / 8$$

$x = (-3 + 5.66) / 8$ (કારણ કે એનું મૂલ્ય ઋણ ન હોઈ શકે તેથી તે મૂલ્યને નગણ્ય ગણી શકીએ (રદ કરી શકીએ).

$$x = 2.66 / 8 = 0.33$$

સંતુલન આંશિક દ્વારા થશે.

$$p_{\text{CO}} = 2x = 2 \times 0.33 = 0.66 \text{ bar}$$

$$p_{\text{CO}_2} = 0.48 - x = 0.48 - 0.33 = 0.15 \text{ bar}$$

7.6 સંતુલન અચળાંકના અનુપ્રયોગો (Applications of Equilibrium Constants)

સંતુલન અચળાંકના અનુપ્રયોગોને ધ્યાનમાં લેતાં પહેલાં આપણે સંતુલન અચળાંકની અગત્યની ખાસિયતોનો સારાંશ નીચે દર્શાવીએ :

- સંતુલન અચળાંકની અભિવ્યક્તિ તારે જ લાગુ પાડી શકાય, જ્યારે પ્રક્રિયકો અને નીપજોએ સંતુલન અવસ્થાએ અચળ મૂલ્યો પ્રાપ્ત કર્યા હોય.
- સંતુલન અચળાંકનું મૂલ્ય પ્રક્રિયકો અને નીપજોની પ્રારંભિક સાંક્રતાથી સ્વતંત્ર હોય છે.
- સંતુલન અચળાંક તાપમાન આધારિત છે અને તેને કોઈ ખાસ પ્રક્રિયા જે આપેલ તાપમાને સંતુલિત સમીકરણ દ્વારા રજૂ કરવામાં આવેલ પ્રક્રિયા માટે એક અદ્વિતીય (unique) મૂલ્ય હોય છે.
- પ્રતિગામી પ્રક્રિયા માટે સંતુલન અચળાંક પુરોગામી પ્રક્રિયા માટેના સંતુલન અચળાંક જેટલો જ પણ વ્યસ્ત પ્રમાણમાં હોય છે.

5. પ્રક્રિયાનો સંતુલન અચળાંક K તેને અનુરૂપ પ્રક્રિયા સાથે સંબંધિત હોય છે. મૂળ પ્રક્રિયાના સમીકરણને નાના પૂર્ણાંક વડે ગુણવાથી અથવા ભાગવાથી તે સમીકરણ મળે છે.

આપણે સંતુલન અચળાંકના અનુપ્રયોગના અનુસંધાનમાં ગણી શકીએ.

- પ્રક્રિયાનું પ્રમાણ (extent) તેની માત્રાના આધાર પર પ્રાક્રિક્ષણ કરવા.
- પ્રક્રિયાની દિશાનું પ્રાક્રિક્ષણ કરવા.
- સંતુલન સાંક્રતા ગણવા માટે.

7.6.1 પ્રક્રિયાના પ્રમાણ (extent) માટેનું પ્રાક્રિક્ષણ (Predicting the Extent of a Reaction)

પ્રક્રિયા માટેના સંતુલન અચળાંકનું સાંચ્યિકીય મૂલ્ય પ્રક્રિયાનું પ્રમાણ સૂચવે છે, પરંતુ એ યાદ રાખવું જરૂરી છે કે સંતુલન અચળાંક સંતુલન કઈ રીતે પ્રાપ્ત થયું, તેના દર વિશે કોઈ માહિતી આપતું નથી. K_c અથવા K_p ની માત્રા અંશમાં દર્શાવતી નીપજોની સાંક્રતાના સમપ્રમાણમાં અને છેદમાં દર્શાવતા પ્રક્રિયકોની સાંક્રતાના વ્યસ્ત પ્રમાણમાં હોય છે. આ સૂચવે છે કે K ના ઊંચા મૂલ્યો નીપજોની વધુ સાંક્રતા અને એનાથી ઉલ્લંઘન (vice-versa) દર્શાવે છે.

સંતુલન મિશ્રણના સંઘટન માટે નીચે પ્રમાણેનું સામાન્યીકરણ કરી શકીએ.

- જો $K_c > 10^3$, પ્રક્રિયકો કરતાં નીપજો વધારે એટલે કે K_c ઘણો ઊંચો હોય તો પ્રક્રિયા લગભગ પૂર્ણ થવા તરફ આગળ ધ્યે છે. નીચેના ઉદાહરણો ધ્યાનમાં લઈએ :
- (a) H_2 ની O_2 સાથેની 500 K તાપમાને થતી પ્રક્રિયાનો સંતુલન અચળાંક ઘણો મોટો છે. $K_c = 2.4 \times 10^{47}$.
- (b) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HCl}(\text{g})$ નો K_c , 300K તાપમાને 4.0×10^{31} છે.
- (c) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HBr}(\text{g})$, માટે $K_c = 5.4 \times 10^{18}$ 300 K તાપમાને.
- જો $K_c < 10^{-3}$, તો નીપજો કરતાં પ્રક્રિયકો વધારે હોય છે. જો K_c ઘણો ઓછો હોય તો પ્રક્રિયા ભાગ્યે જ આગળ વધે છે. નીચેના ઉદાહરણો ધ્યાનમાં લઈએ.

(a) $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2$ અને O_2 માં વિઘટનનો સંતુલન અચળાંક 500K તાપમાને ધણો નાનો હોય છે, $K_c = 4.1 \times 10^{-48}$

(b) $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g}),$
298 K તાપમાને $K_c = 4.8 \times 10^{-31}$

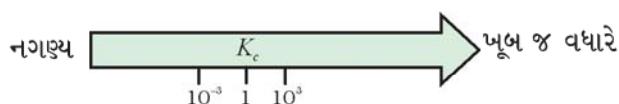
- જો $K_c < 10^{-3}$ થી 10^3 ના ગણામાં હોય તો પ્રક્રિયા અને નીપજોની ગણાનાપાત્ર સાંક્રતાઓ હાજર હોય છે. નીચેની પ્રક્રિયાઓ ધાનમાં લો.

(a) H_2 ની I_2 સાથેની પ્રક્રિયા જેથી HI મળે છે.

તેનો $K_c = 57.0$, 700K તાપમાને છે.

(b) N_2O_4 નું NO_2 માં વાયુમય કલામાં વિઘટન જે બીજી પ્રક્રિયા છે, તેનો $K_c = 4.64 \times 10^{-3}$ 25°C તાપમાને છે જે ધણો ઓછો પણ નથી અને ધણો વધારે પણ નથી. આથી સંતુલન મિશ્રણમાં બન્ને N_2O_4 અને NO_2 ની ગણાનાપાત્ર સાંક્રતા હશે.

આ સામાન્યીકરણને આકૃતિ 7.6માં દર્શાવી શકીએ.



પ્રક્રિયા ભાગ્યે સંતુલને પ્રક્રિયકો અને નીપજો બન્ને હાજર છે. પ્રક્રિયા લગભગ જ આગળ વધે નીપજો બન્ને હાજર છે. પૂર્ણ થવા પર આગળ વધે છે.

આકૃતિ 7.6 પ્રક્રિયાના પ્રમાણનો K_c પર આધાર

7.6.2 પ્રક્રિયાની દિશાનું પ્રાક્કથન (Predicting the Direction of the Reaction)

સંતુલન અચળાંક કોઈ પણ તબક્કે પ્રક્રિયા કરી દિશામાં આગળ વધશે તેનું પ્રાક્કથન કરવામાં મદદ કરે છે. આ હેતુ માટે આપણે પ્રક્રિયા ભાગફળ (quotient) Q ગણીશું. પ્રક્રિયા ભાગફળ Q (Q_c મોલર સાંક્રતા અને Q_p આંશિક દબાણ) ને K_c ને વાખ્યાપિત કરેલી તે જ રીતે વાખ્યાપિત કરી શકાય. સિવાય કે Q_c માં સાંક્રતા સંતુલન સાંક્રતા હોવી જરૂરી નથી. સામાન્ય પ્રક્રિયા



$$Q_c = [\text{C}]^c[\text{D}]^d / [\text{A}]^a[\text{B}]^b \quad (7.20)$$

હવે,

જો $Q_c > K_c$, હોય તો પ્રક્રિયા પ્રક્રિયકની દિશામાં (પ્રતિગામી પ્રક્રિયા) આગળ વધશે.

જો $Q_c < K_c$, હોય તો પ્રક્રિયા નીપજની દિશામાં (પુરોગામી પ્રક્રિયા) આગળ વધશે.

જો $Q_c = K_c$, હોય તો સંતુલન મિશ્રણ સંતુલને જ છે.

H_2 ની I_2 સાથેની વાયુમય પ્રક્રિયાને ધાનમાં લો.



$$K_c = 57.0$$

ધારો કે આપણી પાસે મોલર સાંક્રતાઓ

$$[\text{H}_2]_t = 0.10\text{M}, [\text{I}_2]_t = 0.20\text{M} \quad \text{અને} \quad [\text{HI}]_t = 0.40\text{M}.$$

(સાંક્રતા પરનો પાદાંક નો અર્થ થાય છે કે સાંક્રતા કોઈ અડસહે નક્કી કરેલા સમયે નક્કી કરેલ છે, નહિ કે સંતુલન સમયે.)

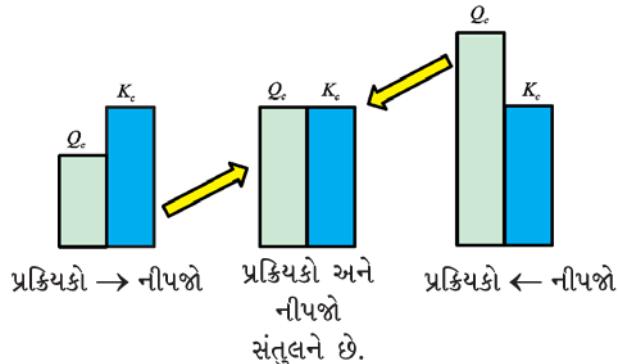
આમ, પ્રક્રિયા ભાગફળ Q_c આ તબક્કે પ્રક્રિયા માટે આપી શકાય કે,

$$Q_c = [\text{HI}]_t^2 / [\text{H}_2]_t [\text{I}_2]_t = (0.40)^2 / (0.10) \times (0.20) \\ = 8.0$$

આ કિસ્સામાં $Q_c, K_c (57.0)$ ની બરાબર નથી. આથી મિશ્રણ $\text{H}_2(\text{g}), \text{I}_2(\text{g})$ અને $\text{HI}(\text{g})$ સંતુલનમાં નથી. એટલે કે $\text{H}_2(\text{g})$ અને $\text{I}_2(\text{g})$ પ્રક્રિયા કરીને વધુ $\text{HI}(\text{g})$ બનાવવાની જરૂર પડે અને તેમની સાંક્રતા એટલે સુધી ઘટશે કે $Q_c = K_c$ થાય.

પ્રક્રિયા ભાગફળ પ્રક્રિયાની દિશા નક્કી કરવામાં પણ ઉપયોગી છે. જેમાં આપણે Q_c અને K_c ના મૂલ્યો સરખાવીશું.

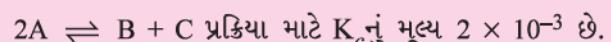
આમ આપણે પ્રક્રિયાની દિશાની બાબતમાં નીચે પ્રમાણે સરળીકરણ કરી શકીશું (આકૃતિ 7.7).



આકૃતિ 7.7 પ્રક્રિયાની દિશાનું પ્રાક્કથન

- જો $Q_c < K_c$, કુલ પ્રક્રિયા ડાબી તરફથી જમણી તરફ જશે.
- જો $Q_c > K_c$, કુલ પ્રક્રિયા જમણી તરફથી ડાબી તરફ જશે.
- જો $Q_c = K_c$, કુલ પ્રક્રિયા થશે નહિ.

કોયડો 7.7



આપેલ સમયે પ્રક્રિયા મિશ્રણનું સંઘટન $[\text{A}] = [\text{B}] = [\text{C}] = 3 \times 10^{-4} \text{ M}$ છે. કઈ દિશામાં પ્રક્રિયા આગળ વધશે ?

उकेल :

प्रक्रिया माटे प्रक्रिया भागफूल Q_c नीचे प्रमाणे दर्शावी शकाय.

$$Q_c = [B][C] / [A]^2$$

$$[A] = [B] = [C] = 3 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$Q_c = (3 \times 10^{-4})(3 \times 10^{-4}) / (3 \times 10^{-4})^2 = 1$$

$Q_c > K_c$ मणे छे तेथी प्रक्रिया प्रतिगामी दिशामां आगण वधशे.

7.6.3 संतुलन सांद्रता गणवी (Calculating Equilibrium Concentration)

कोयडानी बाबतमां आपणे प्रारंभिक सांद्रता जाणाता होईअे अने कोई पश्च संतुलन सांद्रता जाणाता न होईअे तो, नीचेना गण तबक्काने अनुसरवृं जोईअे :

तबक्को 1 : प्रक्रिया माटे समतोलित सभीकरण लघो.

तबक्को 2 : समतोलित सभीकरणानी नीचे एक कोष्टक बनावो. जेमां प्रक्रियामां भाग लेतां दरेक पदार्थनी यादी होय अने दरेक पदार्थ माटे,

(a) प्रारंभिक (शुरुआतानी) सांद्रता

(b) संतुलन अवस्थाअे जतां सांद्रतामां थतो फेरफार

(c) संतुलन सांद्रता

आ कोष्टकनी रचनामां x ने व्याख्यायित करो. जे प्रक्रियामां भाग लेतां तेनी संतुलन तरफ जतां पदार्थनी सांद्रता (mol/L) छे. पछी तत्वयोगभितिनो उपयोग करीने बीज पदार्थनी सांद्रता x पर्यायना संदर्भमां नक्की करो.

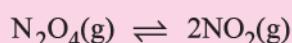
तबक्को 3 : प्रक्रिया माटे संतुलन सभीकरणमां संतुलन सांद्रताना मूळ्यो मूळो अने x नो उकेल शोधो. जे तमारे द्विघात सभीकरणानो उकेल मेणववानो होय तो गाणितीय उकेल शोधो अने तेमांथी रासायणिक अर्थ थतो होय ते उकेलने पसंद करो.

तबक्को 4 : x ना गणतरी करेला मूळ्यो परथी संतुलन सांद्रता गणो.

तबक्को 5 : संतुलन सभीकरणमां तेमने मूळीने तमारुं परिष्ठाम चकासी जुओ.

कोयडो 7.8

13.8g N_2O_4 1L कदना प्रक्रिया पात्रमां 400K तापमाने लेवामां आव्यो अने संतुलन प्राप्त थवा दीधुं. संतुलने भिश्रणानुं संघटन नक्की करो. $K_c = 1.80$



संतुलने कुल दबाश 9.15 bar हत्तु. K_c , K_p अने संतुलने आंशिक दबाश गणो.

उकेल :

आपणे जाणीअे छीअे के $pV = nRT$

$$\text{कुल कद (V)} = 1 \text{ L}$$

$$\text{N}_2\text{O}_4 \text{ नुं आणवीय दण} = 92 \text{ g}$$

$$\text{वायुना भोलनी संख्या (n)} = 13.8 \text{ g} / 92 \text{ g} = 0.15$$

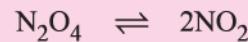
$$\text{वायु अचणांक (R)} = 0.083 \text{ bar L mol}^{-1}\text{K}^{-1}$$

$$\text{तापमान (T)} = 400 \text{ K}$$

$$pV = nRT$$

$$p \times 1 \text{ L} = 0.15 \text{ mol} \times 0.083 \text{ bar L mol}^{-1}\text{K}^{-1} \times 400 \text{ K}$$

$$p = 4.98 \text{ bar}$$



$$\begin{array}{ccc} \text{प्रारंभिक} & & 0 \\ 4.98 \text{ bar} & & 0 \end{array}$$

दबाश

$$\text{संतुलने दबाश} \quad (4.98 - x) \text{ bar} \quad 2x \text{ bar}$$

आथी, संतुलने

$$P_{\text{total}} = P_{\text{N}_2\text{O}_4} + P_{\text{NO}_2}$$

$$9.15 = (4.98 - x) + 2x$$

$$9.15 = 4.98 + x$$

$$x = 9.15 - 4.98 = 4.17 \text{ bar}$$

संतुलने आंशिक दबाश,

$$P_{\text{N}_2\text{O}_4} = 4.98 - 4.17 = 0.81 \text{ bar}$$

$$P_{\text{NO}_2} = 2x = 2 \times 4.17 = 8.34 \text{ bar}$$

$$\begin{aligned} K_p &= (P_{\text{NO}_2})^2 / P_{\text{N}_2\text{O}_4} \\ &= (8.34)^2 / 0.81 = 85.87 \end{aligned}$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$$

$$85.87 = K_c(0.083 \times 400)^1$$

$$K_c = 2.586 = 2.6$$

कोयडो 7.9

3.00 mol PCl_5 ने 1L कदना बंध पात्रमां 380 K तापमाने लेवामां आव्यो अने संतुलन प्राप्त थवा दीधुं. संतुलने भिश्रणानुं संघटन नक्की करो. $K_c = 1.80$

उकेल :

$$\begin{array}{ccc} \text{प्रारंभिक सांद्रता} & 3.0 & 0 & 0 \end{array}$$

ધારો કે x મોલ પ્રતિલિટર PCl_5 નું વિયોજન થાય છે.

સંતુલને : $(3-x) \quad x \quad x$

$$K_c = [\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]/[\text{PCl}_5]$$

$$1.8 = x^2/(3 - x)$$

$$x^2 + 1.8x - 5.4 = 0$$

$$x = [-1.8 \pm \sqrt{(1.8)^2 - 4(-5.4)}]/2$$

$$x = [-1.8 \pm \sqrt{3.24 + 21.61}]/2$$

$$x = [-1.8 \pm 4.98]/2$$

$$x = [-1.8 + 4.98]/2 = 1.59$$

$$[\text{PCl}_5] = 3.0 - x = 3 - 1.59 = 1.41 \text{ M}$$

$$[\text{PCl}_3] = [\text{Cl}_2] = x = 1.59 \text{ M}$$

7.7 સંતુલન અચળાંક K , પ્રક્રિયા ભાગફળ Q અને ગીબ્સ ઊર્જા G વચ્ચેનો સંબંધ (Relationship Between Equilibrium Constant K , Reaction Quotient Q and Gibbs Energy G)

પ્રક્રિયા માટેનું K_c નું મૂલ્ય પ્રક્રિયાના દર પર આધાર રાખતું નથી. તમે એકમ 6માં શીખી ગયા કે તે પ્રક્રિયાના ઉભાગતિશાખા સાથે સીધું જ સંબંધિત છે અને ખાસ કરીને ગીબ્સ ઊર્જામાં ફેરફાર ΔG સાથે. જો,

- ΔG ઋય તો પ્રક્રિયા સ્વયંસ્કૃત છે અને તે પુરોગામી દિશામાં આગળ વધશે.
- ΔG ધન હોય તો પ્રક્રિયા બિનસ્વયંસ્કૃત ગણાય છે. તેના બદલે પ્રતિગામી પ્રક્રિયાનો ΔG ઋય થશે અને પુરોગામી પ્રક્રિયાની નીપજ પ્રક્રિયકમાં ફેરવાશે.
- જો ΔG શૂન્ય હશે તો પ્રક્રિયાએ તે તખકે સંતુલન પ્રાપ્ત કરી લીધેલું હશે અને પ્રક્રિયાને ધકેલવા માટે કોઈ મુક્ત ઊર્જા બચી હશે નહિએ.

સંતુલનની દાખિએ આ ઉભાગતિશાખાનું ગાણિતીય અભિલક્ષણ નીચેના સમીકરણમાં દર્શાવી શકાય :

$$\Delta G = \Delta G^\ominus + RT \ln Q \quad (7.21)$$

જ્યાં, G^\ominus પ્રમાણિત ગીબ્સ ઊર્જા છે.

સંતુલને જ્યારે $\Delta G = 0$ અને $Q = K_c$ થશે તારે સમીકરણ

7.21 નીચે પ્રમાણે થશે :

$$\Delta G = \Delta G^\ominus + RT \ln K = 0$$

$$\Delta G^\ominus = -RT \ln K$$

$$\ln K = -\Delta G^\ominus / RT$$

બન્ને બાજુનો પ્રતિધાતાંક લેતાં,

$$K = e^{-\Delta G^\ominus / RT} \quad (7.23)$$

આથી સમીકરણ (7.23)નો ઉપયોગ કરીને પ્રક્રિયાની સ્વયંસ્કૃતિતાને ΔG^\ominus ના મૂલ્યોના પર્યાયમાં સમજાવી શકીએ.

- જો $\Delta G^\ominus < 0$, તો $-\Delta G^\ominus / RT$ ધન અને $e^{-\Delta G^\ominus / RT} > 1$, જેથી $K > 1$ જે સૂચવે છે કે પ્રક્રિયા સ્વયંસ્કૃત છે અથવા પ્રક્રિયા પુરોગામી દિશામાં આગળ વધશે અને નીપજો વિશેષ હશે.
- જો $\Delta G^\ominus > 0$, તો $-\Delta G^\ominus / RT$ ઋય થશે અને $e^{-\Delta G^\ominus / RT} < 1$ એટલે કે $K < 1$ જે સૂચવે છે કે પ્રક્રિયા બિનસ્વયંસ્કૃત હશે અથવા પ્રક્રિયા પુરોગામી દિશામાં એટલા ધીમા પ્રમાણમાં આગળ વધશે કે નીપજોનું ઘણું ઓછું પ્રમાણ (જથ્થો) મળશે.

કોયડો 7.10

ગ્લાયકોલીસિસમાં ગ્લુકોજના ફોસ્ફોરાઇલેશન માટે ΔG^\ominus નું મૂલ્ય 13.8 kJ/mol છે. 298 K તાપમાને K_c નું મૂલ્ય શોધો.

ઉકેલ :

$$\Delta G^\ominus = 13.8 \text{ kJ/mol} = 13.8 \times 10^3 \text{ J/mol}$$

$$\text{વળી, } \Delta G^\ominus = -RT \ln K_c$$

$$\text{તેથી } \ln K_c = -13.8 \times 10^3 \text{ J/mol}$$

$$(8.314 \text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1} \times 298 \text{ K})$$

$$\ln K_c = -5.569$$

$$K_c = e^{-5.569}$$

$$K_c = 3.81 \times 10^{-3}$$

કોયડો 7.11

સુકોજનું જળવિભાજન નીચે મુજબ છે,



આ પ્રક્રિયા માટે સંતુલન અચળાંક K_c 300K તાપમાને 2×10^{13} છે. 300K તાપમાને ΔG^\ominus ગણો.

ઉકેલ :

$$\Delta G^\ominus = -RT \ln K_c$$

$$\Delta G^\ominus = -8.314 \text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1} \times 300 \text{ K} \times \ln (2 \times 10^{13})$$

$$\Delta G^\ominus = -7.64 \times 10^4 \text{ J mol}^{-1}$$

7.8 સંતુલનને અસર કરતાં પરિબળો (Factors Affecting Equilibria)

રાસાયણિક સંસ્થેષણનું એક મુખ્ય ધ્યેય એ હોય છે કે પ્રક્રિયકોમાંથી વધુમાં વધુ નીપજો મેળવવી અને ઊર્જાનો ખર્ચ

ન્યૂનતમ કરવો. આ એમ સૂચવે છે કે નીપજનું મહત્તમ પ્રમાણ નીચા તાપમાન અને દબાણની પરિસ્થિતિએ હોવું. જો આ પ્રમાણે ન બને તો પ્રક્રિયાની પરિસ્થિતિને બદલીને ગોક્રવી પડે. ઉદાહરણ તરીકે હેબર વિધિમાં N_2 અને H_2 માંથી એમોનિયાના સંશ્લેષણ માટેની પ્રાયોગિક પરિસ્થિતિઓની પસંદગી ખરેખર આર્થિક અગત્યની હોય છે. વિશ્વનું એમોનિયાનું વાર્ષિક ઉત્પાદન સો ભિલિયન ટન છે, જે ખાતરો માટે પ્રાથમિક રીતે જરૂરી છે.

સંતુલન અચળાંક K_c પ્રારંભિક સાંક્રતાથી સ્વતંત્ર હોય છે, પરંતુ જો પ્રણાલી સંતુલનમાં હોય અને તેમાં પ્રક્રિયા કરતાં પદાર્થની સાંક્રતામાં ફેરફાર કરીએ તો પ્રણાલી સંતુલનમાં રહેતી નથી અને પ્રક્રિયા એવી દિશામાં થાય છે કે તે ફરી પાછી સંતુલનમાં આવી જાય. એ જ પ્રમાણે તાપમાન કે દબાણમાં ફેરફાર પણ પ્રણાલીને અસર કરશે અને સંતુલન બદલાશે. પ્રક્રિયા ક્યો માર્ગ અપનાવશે તે નક્કી કરવા માટે સંતુલન પર પરિસ્થિતિના ફેરફારની અસરનો અભ્યાસ સમજવા લ શેટેલિયરનો નિયમ ઉપયોગમાં લઈએ છીએ. તે નિવેદિત કરે છે કે, પ્રણાલીની સંતુલન પરિસ્થિતિમાં કોઈપણ પરિબળનો ફેરફાર કરવામાં આવે તો પ્રણાલી આ અસરને ઓછી કરશે અથવા ફેરફારની અસરનો પ્રતિકાર કરશે. આ બાબત બધા જ ભૌતિક અને રાસાયણિક સંતુલનોને લાગુ પાડી શકાય છે.

હવે આપણે સંતુલન પર અસર કરતાં પરિબળોની ચર્ચા કરીએ.

7.8.1 સાંક્રતા ફેરફારની અસર (Effect of Concentration Change)

સામાન્ય રીતે જો કોઈ પ્રક્રિયક/નીપજને ઉમેરવાથી અથવા પ્રક્રિયામાંથી દૂર કરતાં સંતુલનને જ્યારે ખલેલ પહોંચે ત્યારે લ શેટેલિયરનો સિદ્ધાંત પ્રાક્રિકન કરે છે કે,

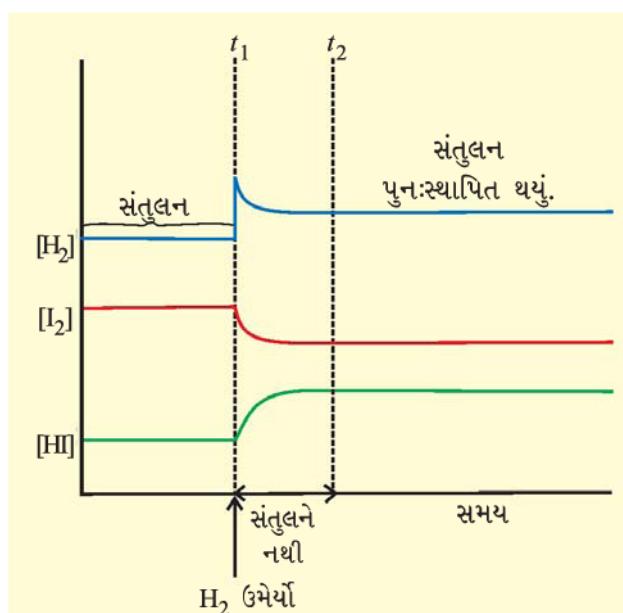
- ઉમેરેલા પ્રક્રિયક/નીપજની સાંક્રતા, તાજા (stress)માંથી એવી રીતે મુક્ત કરવામાં આવે છે જેથી કુલ પ્રક્રિયા ઉમેરેલા પદાર્થનો વપરાશ થાય તે દિશામાં આગળ વધશે.
- દૂર કરેલા પ્રક્રિયક/નીપજની સાંક્રતા તાજામાંથી એવી રીતે મુક્ત થાય છે કે જેથી ચોખ્ખી પ્રક્રિયા દૂર કરવામાં આવેલા પદાર્થને પરિપૂર્ણ કરે છે અથવા બીજા શરૂઆતી કહીએ તો,

‘જ્યારે સંતુલનમાં રહેલી પ્રક્રિયામાં કોઈપણ પ્રક્રિયક કે નીપજની સાંક્રતામાં ફેરફાર કરવામાં આવે તો પ્રક્રિયા મિશ્રણનું સંઘટન એવી રીતે બદલાશે કે સાંક્રતા ફેરફારની અસર ન્યૂનતમ થશે.’

આપણે



જો H_2 સંતુલને ઉમેરવામાં આવે તો પ્રક્રિયાના સંતુલનમાં ખલેલ થશે અને તેને પુનઃસ્થાપિત કરવા પ્રક્રિયા એવી રીતે આગળ વધશે જેમાં H_2 વપરાશે. એટલે કે વધુ H_2 અને I_2 પ્રક્રિયા કરી વધુ HI બનાવશે અને છેવટે સંતુલન જમણી બાજુ (પુરોગામી દિશામાં) ખસશે (આકૃતિ 7.8). લ શેટેલિયરના સિદ્ધાંત પ્રમાણે આ સૂચવે છે કે જ્યારે પ્રક્રિયક કે નીપજ ઉમેરવામાં આવે છે ત્યારે નવું સંતુલન સ્થપાશે. જેમાં પ્રક્રિયક/નીપજની સાંક્રતા તેને ઉમેર્યા પછીથી ઓછી હશે પરંતુ મૂળ મિશ્રણ કરતાં વધારે હશે.



આકૃતિ 7.8 $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ પ્રક્રિયામાં પ્રક્રિયક અને નીપજ માટે સાંક્રતામાં ફેરફાર માટે H_2 ના ઉમેરાની અસર

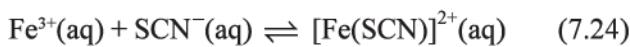
આ જ મુદ્દો પ્રક્રિયા ભાગફળ Q_c ના પર્યાપ્તમાં પણ સમજાવી શકાય :

$$Q_c = [HI]^2 / [H_2] [I_2]$$

સંતુલને હાઇડ્રોજન ઉમેરતાં Q_c નું મૂલ્ય K_c કરતાં ઓછું થાય છે. આથી ફરીથી સંતુલન પ્રાપ્ત કરવા માટે પ્રક્રિયા પુરોગામી દિશામાં આગળ વધશે. એ જ પ્રમાણે આપણે કહી શકીએ કે નીપજને દૂર કરવામાં આવે તો પણ પ્રક્રિયા પુરોગામી દિશામાં થશે. આનો મોટો ઔદ્યોગિક અનુપ્રયોગ એ છે કે જો નીપજ વાયુ હોય તો અથવા બાષ્પશીલ પદાર્થ હોય તો વધુ નીપજ મેળવી શકાય. એમોનિયાના ઉત્પાદનમાં એમોનિયા વાયુનું પ્રવાહીકરણ કરવામાં આવે છે અને પ્રક્રિયા મિશ્રણમાંથી દૂર કરવામાં આવે છે. આથી પ્રક્રિયા પુરોગામી દિશામાં ચાલુ રહે છે. એ જ પ્રમાણે CaO ના (જે અગત્યનો બાંધકામ માટેનો પદાર્થ છે) CaCO_3 માંથી મોટા પાયા પરના ઉત્પાદનમાં CO_2 ને સતત દૂર કરવામાં આવે છે. જેથી કરીને ભડીમાંની પ્રક્રિયા પૂર્ણતા તરફ પહોંચે છે. એ યાદ રાખવું જોઈએ કે નીપજને સતત દૂર કરવાથી Q_c નું મૂલ્ય K_c ના મૂલ્ય કરતાં ઓછું જળવાઈ રહે છે અને પરિણામે પ્રક્રિયા પુરોગામી દિશામાં ચાલુ રહે છે.

સાંક્રતાની અસર : પ્રયોગ :

આ નીચેની પ્રક્રિયાથી નિર્દેશિત કરી શકાય :



પીળો રંગવિહીન ઘેરો લાલ

$$K_c = \frac{[\text{Fe}(\text{SCN})(\text{aq})]^{2+}}{[\text{Fe}^{3+}(\text{aq})][\text{SCN}^-(\text{aq})]} \quad (7.25)$$

0.002 M પોટેશિયમ થાયોસાયનેટના બે ટીપાં 1 mL 0.2 M આયર્ન (III) નાઈટ્રેટના દ્રાવકામાં ઉમેરવામાં આવે તો લાલાશ પડતો રંગ દેખાય છે. જે $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$ ના સર્જનને કરાડો છે. લાલ રંગની તીવ્રતા સંતુલન પ્રાપ્ત થતાં અચળ બને છે. આ સંતુલનને ડાબી કે જમણી તરફ આપણી પસંદગી પ્રમાણે પ્રક્રિયક અથવા નીપજ ઉમેરી ખસેડી શકાય છે. Fe^{3+} અથવા SCN^- ને દૂર કરે તેવા પદાર્થો ઉમેરવામાં આવે તો પ્રક્રિયા વિરુદ્ધ દિશામાં જશે. ઉદાહરણ તરીકે ઓક્ઝેલિક એસિડ ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$), Fe^{3+} આયન સાથે પ્રક્રિયા કરે છે અને સ્થાથી સંકીર્ણ આયન $[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$ બને છે. આમ, મુક્ત $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ આયનની સાંક્રતા ઘટે છે. લ શેટેલિયરના સિદ્ધાંત પ્રમાણે દૂર થયેલા Fe^{3+} ની સાંક્રતા તાણને $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$ ના વિયોજનથી મળતાં Fe^{3+} આયન વડે મુક્ત કરે છે.

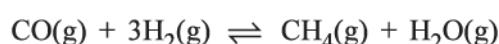
$[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$ ની સાંક્રતા ઘટે છે અને તેથી રંગની તીવ્રતા ઘટે છે.

જલીય HgCl_2 ઉમેરવાથી પણ લાલ રંગની તીવ્રતા ઘટે છે. કારણ કે Hg^{2+} આયન SCN^- સાથે પ્રક્રિયા કરે છે અને સ્થાથી સંકીર્ણ $[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-}$ બનાવે છે. મુક્ત $\text{SCN}^-(\text{aq})$ ને દૂર કરતાં સમીકરણ (7.24)માંનું સંતુલન જમણીથી ડાબી તરફ ખસે છે. જેથી, SCN^- આયન પરિપૂર્ણ થાય છે. બીજી બાજુ પોટેશિયમ થાયોસાયનેટ ઉમેરવાથી દ્રાવકાના રંગની તીવ્રતા વધે છે કારણ કે સંતુલન જમણી તરફ ખસે છે.

7.8.2 દબાણ ફેરફારની અસર (Effect of Pressure Change)

એવી વાયુમય રાસાયણિક પ્રક્રિયા જેમાં વાયુમય પ્રક્રિયકેના કુલ મોલની સંખ્યા તથા વાયુમય નીપજોના કુલ મોલની સંખ્યા જુદી જુદી હોય તેવી પ્રક્રિયામાં કદના ફેરફાર દ્વારા દબાણમાં ફેરફાર ઉત્પન્ન કરતાં નીપજની માત્રાને અસર કરે છે. લ-શેટેલિયરનો નિયમ વિષમાંગ સંતુલનને લાગુ પાડતાં ઘન અને પ્રવાહી પર દબાણ ફેરફારની અસર નગણ્ય હોય છે. કારણ કે દ્રાવકશ/પ્રવાહીના કદ (અને સાંક્રતા) દબાણની અસરથી લગભગ સ્વતંત્ર છે.

નીચેની પ્રક્રિયા ધ્યાનમાં લઈએ :



અહીંથાં 4 મોલ વાયુમય પ્રક્રિયકો ($\text{CO} + 3\text{H}_2$), 2 મોલ નીપજો ($\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}$)માં ફેરફાર છે. ધારો કે (ઉપરની પ્રક્રિયા માટે) સંતુલન મિશ્રણને અચળ તાપમાને નળાકારમાં ફીટ કરેલ પિસ્ટન વડે સંકોચિને તેનું કદ મૂળ કદ કરતાં અડધું કરીએ તો કુલ દબાણ બમણું થઈ જશે. (સમીકરણ $pV = nRT$). આથી પ્રક્રિયકો અને નીપજોના આંશિક દબાણો અને તેથી જ તેમની સાંક્રતામાં ફેરફાર થાય છે, પરિણામે મિશ્રણ સંતુલનમાં રહેતું નથી. લ-શેટેલિયરનો સિદ્ધાંત લાગુ પાડીને કઈ દિશામાં પ્રક્રિયા પરિણામીને ફરીથી સંતુલનનું પુનઃથાપન કરશે તેનું પ્રાક્કથન કરી શકીશું. દબાણ બમણું થયું છે તેથી સંતુલન પુરોગામી દિશામાં ખસશે, આ દિશામાં વાયુના મોલની સંખ્યા અથવા દબાણ ઘટશે. (આપણે જાણીએ છીએ કે દબાણ વાયુના મોલની સંખ્યાના સમપ્રમાણમાં

હોય છે.) આ આપણે પ્રક્રિયા ભાગફળ Q_c નો ઉપયોગ કરીને સમજી શકીએ. વધારો કે મિથેનેશન પ્રક્રિયામાં સંતુલને $[CO]$, $[H_2]$, $[CH_4]$ અને $[H_2O]$ મોલર સાંક્રતા છે, જ્યારે પ્રક્રિયા મિશ્રણનું કદ અદ્ધું કરવામાં આવે છે ત્યારે આંશિક દબાણ અને સાંક્રતા બમજા થશે. આપણે દરેક સંતુલન સાંક્રતાને તેના બમજા મૂલ્યથી બદલીને પ્રક્રિયા ભાગફળ મેળવી શકીએ.

$$Q_c = \frac{[CH_4(g)][H_2O(g)]}{[CO(g)][H_2(g)]^3}$$

જ્યાં, $Q_c < K_c$ હોવાથી પ્રક્રિયા પુરોગામી દિશામાં આગળ વધે છે.

$C(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2CO(g)$ પ્રક્રિયામાં જ્યારે દબાણ વધારવામાં આવે છે ત્યારે પ્રક્રિયા પ્રતિગામી દિશામાં જય છે, કારણ કે વાયુના મોલની સંખ્યા પુરોગામી પ્રક્રિયામાં વધે છે.

7.8.3 નિષ્ઠિય વાયુના ઉમેરાની અસર (Effect of Inert Gas Addition)

જો કદ અચળ રાખવામાં આવે અને નિષ્ઠિય વાયુ જેવાં કે આર્ગોન ઉમેરવામાં આવે તો પ્રક્રિયામાં ભાગ લેતા નથી અને સંતુલન ખલેલરહિત રહે છે. આનું કારણ એ છે કે અચળ કદે નિષ્ઠિય વાયુનો ઉમેરો પ્રક્રિયામાં ભાગ લેતાં પદાર્થનું આંશિક દબાણ અથવા મોલર સાંક્રતા બદલાતા નથી. જો ઉમેરેલ નિષ્ઠિય વાયુ પ્રક્રિયામાં સંકળાયેલ પ્રક્રિયક અથવા નીપજ હોય તો પ્રક્રિયા ભાગફળ બદલાય છે.

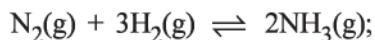
7.8.4 તાપમાન ફેરફારની અસર (Effect of Temperature Change)

જ્યારે પણ સંતુલનને સાંક્રતા, દબાણ અથવા કદમાં ફેરફાર કરી ખલેલ પહોંચાડવામાં આવે છે ત્યારે સંતુલન મિશ્રણની સાંક્રતા બદલાય છે. કારણ કે પ્રક્રિયા ભાગફળ Q_c સંતુલન અચળાંક K_c જેટલો રહેતો નથી, પરંતુ જો તાપમાનમાં ફેરફાર થાય તો સંતુલન અચળાંક K_c માં ફેરફાર થાય છે.

સામાન્ય રીતે સંતુલન અચળાંકનો તાપમાન પર આધાર પ્રક્રિયાના ΔH ની સંઝા (નિશાની) પર રહે છે.

- ઉભાક્ષેપક પ્રક્રિયા ($\Delta H < 0$)માં સંતુલન અચળાંક તાપમાનના વધારા સાથે ઘટે છે.
- ઉભાશોષક પ્રક્રિયા ($\Delta H > 0$)માં સંતુલન અચળાંક તાપમાનના વધારા સાથે વધે છે.

તાપમાનમાં ફેરફાર સંતુલન અચળાંક અને પ્રક્રિયા દરને અસર કરે છે. એમોનિયાનું ઉત્પાદન નીચેની પ્રક્રિયા પ્રમાણે ઉભાક્ષેપક પ્રકમ છે.

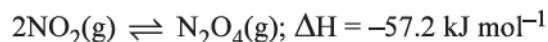


$$\Delta H = -92.38 \text{ kJ mol}^{-1}$$

લ-શેટેલિયરના સિદ્ધાંત પ્રમાણે તાપમાનનો વધારો એમોનિયાના સંતુલનને ડાબી બાજુ ખસેડે છે. બીજા શર્દેમાં કહીએ તો નીચું તાપમાન એમોનિયાની વધુ પ્રમાણમાં નીપજ માટે સાનુકૂળ છે, પરંતુ પ્રાયોગિક દાખિએ ઘણું નીચું તાપમાન પ્રક્રિયાનો દર ઘટાડે છે. આથી ઉદ્દીપક વપરાય છે.

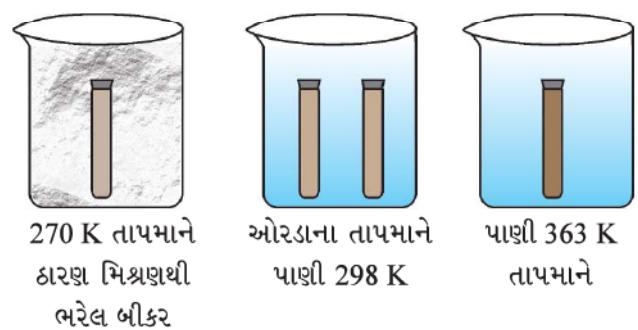
તાપમાનની અસર : પ્ર્યોગ

સંતુલન પર તાપમાનની અસરનું નિર્દર્શન આપણે NO_2 વાયુ (કૃથાઈ રંગ) લઈને જેનું દ્વિતીયકરણ (દ્વિઅષુ રચના) (dimerisation) N_2O_4 વાયુ (રંગવિહીન)માં થાય છે.



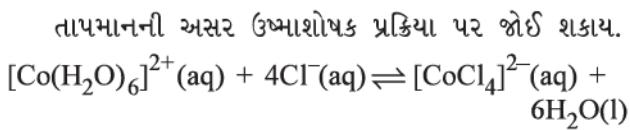
Cuને HNO_3 માં ઉમેરીને NO_2 વાયુ બનાવી શકાય.

આ વાયુને બે 5 mL ની કસનળીમાં (ખાતરી કરીને કે દરેક કસનળીમાં વાયુના રંગની તીવ્રતા સરખી છે) લઈને બૂચને એરેલડાઇટ લગાડીને સીલ કરી દો. ત્રણ 250 mL કદના બીકર 1, 2 અને 3માં ડારણ મિશ્રણ, ઓરડાના તાપમાને પાણી અને ગરમ પાણી (363K) અનુકૂમે લેવામાં આવે છે (આકૃતિ 7.9). બન્ને કસનળીઓને બીકર 2માં 8-10 મિનિટ રાખી મૂકો. પછી એકને બીકર 1માં મૂકો અને બીજીને બીકર 3માં મૂકો. પ્રક્રિયાની દિશા પર તાપમાનની અસર આ પ્રયોગમાં ઘણી સારી રીતે ચિત્ર દ્વારા રજૂ કરેલ છે. નીચા તાપમાને બીકર 1માં પુરોગામી પ્રક્રિયા જે N_2O_4 ની બનાવટ છે તેને વધુ પસંદ કરે છે. કારણ કે પ્રક્રિયા ઉભાક્ષેપક છે અને આથી N_2O_4 ની રચના



આકૃતિ 7.9 $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$ પ્રક્રિયા માટે તાપમાનની સંતુલન પર અસર

થવાથી NO_2 ને કારણે જણાતા કથ્થાઈ રંગની તીવ્રતા ઘટે છે. જ્યારે બીકર રૂમાં ઊંચું તાપમાન પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયાની તરફેણ કરે છે જે NO_2 ની બનાવટ છે. આથી કથ્થાઈ રંગની તીવ્રતા વધે છે.



ગુલાબી રંગવિહીન વાદળી

ઓરડાના તાપમાને સંતુલન મિશ્રણ વાદળી છે જે $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ ને લીધે છે. જ્યારે તેને ઠારણ મિશ્રણમાં ઠંડું પાડવામાં આવે છે ત્યારે મિશ્રણનો રંગ ગુલાબી બને છે જે $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ ને લીધે છે.

7.8.5 ઉદ્દીપકની અસર (Effect of Catalyst)

ઉદ્દીપક, પ્રક્રિયકમાંથી નીપજ મેળવવા માટેના કોઈ ઓછી ઊર્જાની જરૂરિયાતવાળા પથને પ્રાપ્ત કરી રાસાયણિક પ્રક્રિયાનો દર વધારે છે. તે પુરોગામી પ્રક્રિયાનો દર અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયાનો દર વધારે છે જે સમાન સંકાંતિ અવસ્થામાંથી પસાર થાય છે અને સંતુલનને અસર કરતો નથી. ઉદ્દીપક પુરોગામી પ્રક્રિયા અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયા બન્નેની સક્રિયકરણ ઊર્જામાં સરખા પ્રમાણમાં ઘટાડો કરે છે. ઉદ્દીપક પ્રક્રિયા મિશ્રણના સંઘટનને અસર કરતો નથી. તે સંતુલિત રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં દેખાતો નથી અથવા સંતુલન અચળાંકની રજૂઆતમાં પણ દેખાતો નથી.

આપણે ડાયનાઇટ્રોજન અને ડાયલાઇટ્રોજન વાયુમાંથી એમોનિયા વાયુની બનાવટની પ્રક્રિયા લઈએ જે ઉભાક્ષેપક પ્રક્રિયા છે અને પ્રક્રિયકા વધુ મોલમાંથી નીપજના ઓછા મોલમાં ફેરવાય છે. તાપમાનના વધારા સાથે સંતુલન અચળાંક ઘટે છે. નીચા તાપમાને પ્રક્રિયાનો દર ઘટે છે અને સંતુલન પ્રાપ્ત કરવા માટે ઘણો સમય લે છે, જ્યારે ઊંચા તાપમાને દર સંતોષકારક છે પણ ઊપજ ઓછી છે.

જર્મન વૈજ્ઞાનિક ફિટ્ઝ હેબરે (Fritz Haber) શોધ્યું છે કે આયર્ન ધરાવતો ઉદ્દીપક એ તાપમાને સંતોષકારક દરે પ્રક્રિયાને ઉદ્દીપિત કરે છે, ત્યારે જે તાપમાને એમોનિયાની સંતુલને સાંક્રતા વાજબી રીતે તરફેણવાળી હોય છે. પ્રક્રિયામાં પરિણામતી નીપજના મોલ પ્રક્રિયકા મોલ કરતાં ઓછા છે અને તેથી દબાણના વધારાથી NH_3 ની ઊપજ વધારી શકાય.

NH_3 ના સંશોષણમાં ઉદ્દીપકના ઉપયોગ સાથે તાપમાનના અને દબાણની અનુકૂળતમ પરિસ્થિતિ 500 °C અને 200 atmની આસપાસ હોય છે.

એ જ પ્રમાણે, સંપર્ક પદ્ધતિથી સલ્ફયુરિક ઓસિડનું ઉત્પાદન નીચેની પ્રક્રિયાથી થઈ શકે છે. તેમાં,

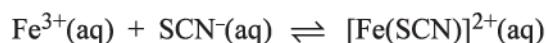


Kનું મૂલ્ય પ્રક્રિયા પૂર્ણ થવા તરફનું સૂચન કરે છે, પરંતુ પ્રાયોગિક દસ્તિએ SO_2 નું SO_3 માં ઓક્સિસેશન ઘણી ધીમી પ્રક્રિયા છે. આથી ખેંટિનમ અથવા ડાયવેનેટિયમ પેન્ટા-ઓક્સાઈડ (V_2O_5) ઉદ્દીપક તરીકે પ્રક્રિયાનો દર વધારવા માટે વપરાય છે.

નોંધ : જો પ્રક્રિયાના Kનું મૂલ્ય પ્રમાણમાં ઘણું જ ઓછું હોય તો ઉદ્દીપકની મદદ ઘણી ઓછી હોય છે.

7.9 દ્રાવણમાં આયનીય સંતુલન (Ionic Equilibrium in Solution)

સંતુલનની દિશા પર સાંક્રતાની અસરની ચર્ચા દરમિયાન સંજોગવશાત્રુ તમે આયનોનો સમાવેશ કરતી પ્રક્રિયાનો અત્યાસ કર્યો.



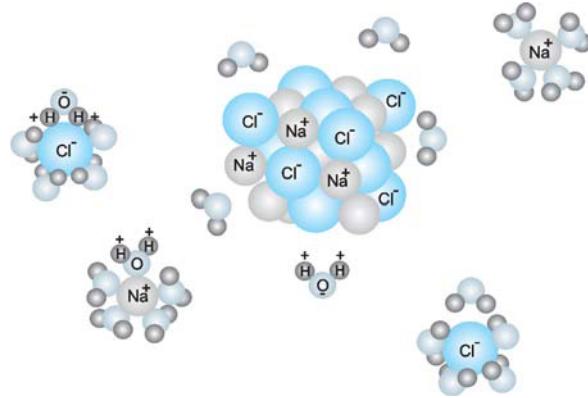
ઘણા બધા સંતુલનો છે કે જેમાં માત્ર આયનોનો સમાવેશ થાય છે. નીચેના વિભાગમાં આપણે આયનોના સમાવેશનો અત્યાસ કરીશું. આપણે જાણીએ છીએ કે ખાંડનું દ્રાવક વિદ્યુતનું વહન કરતું નથી, જ્યારે સામાન્ય ક્ષાર (સોડિયમ ક્લોરાઈડ) પાણીમાં ઉમેરવામાં આવે છે ત્યારે તે વિદ્યુતનું વહન કરે છે. સામાન્ય ક્ષારની સાંક્રતાના વધારા સાથે વિદ્યુતનું વહન પણ વધે છે. માઈક્રો ફેરાટેએ પદાર્થને તેમની વિદ્યુત વહન કરવાની ક્ષમતા પ્રમાણે બે વિભાગમાં વહેંચી દીધા. એક વિભાગ જેમાં પદાર્થો તેમના જલીય દ્રાવકના વિદ્યુત વહન કરે છે. જેને તેમણે વિદ્યુતવિભાજ્ય કર્યા જ્યારે બીજા જે વિદ્યુતનું વહન કરતા નથી તેમને વિદ્યુત અવિભાજ્ય તરીકે ઓળખાવ્યા. ફેરાટેએ આગળ ઉપર વિદ્યુતવિભાજ્યોને પ્રબળ અને નિર્બળ વિદ્યુતવિભાજ્યો તરીકે વર્ગીકૃત કર્યા. પ્રબળ વિદ્યુતવિભાજ્યો પાણીમાં ઓગળતાં સંપૂર્ણપણે આયનીકરણ પામે છે, જ્યારે નિર્બળ વિદ્યુતવિભાજ્યો અંશતા: વિધોજિત થાય છે. ઉદાહરણ તરીકે સોડિયમ ક્લોરાઈડનું જલીય દ્રાવક લગભગ સંપૂર્ણપણે સોડિયમ આયન અને ક્લોરાઈડ આયનનું હોય છે, જ્યારે ઓસિટિક ઓસિડ મુખ્યત્વે અવિધોજિત ઓસિટિક ઓસિડ અણુઓ અને થોડાક ઓસિટેટ આયન અને હાઇડ્રોગ્લાયનિયમ આયન ધરાવે છે. આનું કારણ એ છે કે સોડિયમ ક્લોરાઈડની બાબતમાં લગભગ 100 % આયનીકરણ થાય છે, જ્યારે ઓસિટિક ઓસિડ જે નિર્બળ વિદ્યુતવિભાજ્ય છે તેમાં 5 % થી પણ ઓછું આયનીકરણ થાય છે. એ નોંધવું જોઈએ કે નિર્બળ વિદ્યુતવિભાજ્યોમાં આયન અને બિનઆયનીકરણ પામેલા અણુઓ વચ્ચે સંતુલન સ્થપાય છે. આ પ્રકારનું

સંતુલન જેમાં જળીય દ્રાવકશમાંના આયનોનો સમાવેશ થાય છે તેને આયનીય સંતુલન કહે છે. એસિડ, બેઇઝ અને ક્ષાર વિદ્યુતવિભાજ્યોના વિભાગમાં આવે છે અને તે પ્રબળ કે નિર્બળ વિદ્યુતવિભાજ્ય તરીકે વર્તે છે.

7.10 એસિડ, બેઇઝ અને ક્ષાર (Acids, Bases and Salts)

એસિડ, બેઇઝ અને ક્ષાર કુદરતમાં વિશાળ પ્રાપ્તિસ્થાન ધરાવે છે. હાઈડ્રોક્લોરિક એસિડ જે પાચક રસ તરીકે આપણા જરૂર(હોજરી)માંથી સાવ થાય છે જે નોંધપાત્ર પ્રમાણમાં એટલે કે 1.2-1.5 L/દિવસ છે અને તે પાચનક્રિયા માટે આવશ્યક છે. એસિટિક એસિડ સરકો(વિનેગાર)માં મુખ્ય ઘટક તરીકે જાણીતો છે. લીબુ અને નારંગીના જ્યુસમાં સાઈટ્રિક એસિડ અને એસ્કોર્બિક એસિડ હોય છે. આંબલીમાં ટાર્ટિક એસિડ હોય છે. મોટા ભાગના એસિડ સ્વાદમાં ખાટા હોય છે, તેથી શબ્દ ‘એસિડ’ (acid) લેટિન શબ્દ એસિડસ(acidus)માંથી ઉત્તરી આવ્યો છે. એસિડ ભૂરા (વાદળી) લિટમસ પત્રને લાલમાં ફેરવે છે અને કેટલીક ધાતુઓ સાથેની પ્રક્રિયામાં ડાયહાઇડ્રોજન મુક્ત કરે છે. એ જ પ્રમાણે બેઇઝ લાલ લિટમસ પત્રને વાદળી (ભૂરા) કરે છે. સ્વાદમાં કડવા હોય છે અને સ્પર્શ ચીકણા લાગે છે. બેઇઝનું સામાન્ય ઉદાહરણ ધોવાનો સોડા છે. જે ધોવાના કામોમાં વપરાય છે. જો એસિડ અને બેઇઝને તેમના યોગ્ય પ્રમાણમાં લેગા કરવામાં આવે તો એકબીજા સાથે પ્રક્રિયા કરીને ક્ષાર આપે છે. કેટલાક જાણીતા ક્ષારના ઉદાહરણ છે - સોલિયમ કલોરાઇડ, બેરિયમ સલ્ફિટ, સોલિયમ નાઈટ્રોટ. સોલિયમ કલોરાઇડ (સામાન્ય ક્ષાર) આપણા ખોરાકનો અગત્યનો ઘટક છે અને તે હાઈડ્રોક્લોરિક એસિડ અને

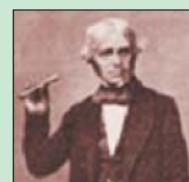
સોલિયમ હાઇડ્રોક્સાઇડ વચ્ચેની પ્રક્રિયાથી બને છે તે ઘન અવસ્થામાં ઘનલારવાળા સોલિયમ આયન અને ઋજુભારવાળા કલોરાઇડ આયનોના ઝૂમખાં તરીકે હોય છે. જેમને આંકૃતિ 7.10માં દર્શાવ્યા પ્રમાણોના એકબીજાથી વિરુદ્ધ ભારવાળી સ્પિસિઝની પારસ્પરિક ક્રિયાને કારણે ખૂબ જ જકડાયેલા રહે છે. બન્ને (વિરુદ્ધ) ભાર વચ્ચેના સ્થિરવિદ્યુતીય બળો માધ્યમના ડાયએલેક્ટ્રિક (પરાવૈદુત) અચળાંકના વસ્તુ પ્રમાણમાં હોય છે.



આંકૃતિ 7.10 સોલિયમ કલોરાઇડનું પાણીમાં વિલયન, Na^+ અને Cl^- આયનો ધ્રુવીય પાણીના અણુઓ સાથે જળીયકરણથી સ્થાયી થયા છે.

પાણી, સાર્વનિક દ્રાવક છે અને 80 જેટલો ઊંચો ડાયએલેક્ટ્રિક અચળાંક ધરાવે છે. આમ, સોલિયમ કલોરાઇડ પાણીમાં ઓગાળીએ ત્યારે સ્થિરવિદ્યુતીય પારસ્પરિક આકર્ષણો 80ના ગુણાંકમાં ઘટે છે અને આયનોને દ્રાવકશમાં મુક્ત રીતે ફરવાની સગવડ કરી આપે છે. વળી તેઓ સારા પ્રમાણમાં એકબીજાથી અલગ હોય છે તેનું કારણ પાણીના અણુ સાથેનું જળીયકરણ છે.

ફેરાનો જન્મ લાંડનની નજીક મર્યાદિત સગવડોવાળા એક કુટુંબમાં થયો હતો. 14 વર્ષની ઉમરે તેમણે એક બુક બાઈન્ડરને ત્યાં એપ્રેન્ટિસ તરીકે કાર્ય શરૂ કરેલું. જ્યાં તેમને જે પુસ્તકોનું બાઈન્ડિંગ કરતા હતા તેને વાંચવાની છૂટ મળેલી. એક ભાગ્યશાળી તકના લીધે તેઓ 1813-'14માં ડેવીના લેબોરેટરી આસિસ્ટન્ટ બન્યા. ફેરાને તેમની સાથે મહાદ્વિપમાં ગયા. આ યાત્રા દરમિયાન તે સમયના ઘણા બધા જાણીતા અને આગળ પડતાં વૈજ્ઞાનિકો સાથેના સંપર્કમાં આવ્યા અને તેમના અનુભવમાંથી ઘણું શીખ્યા. 1825માં તે ડેવીના ઉત્તરાધિકારી તરીકે રોયલ ઇન્સ્ટિટ્યુશન લેબોરેટરીના નિયામક અને 1833માં તેઓ પ્રથમ કુલેરિયન પ્રોફેસર ઓફ કેમ્બિસ્ટ્રી બન્યા. ફેરાનું પ્રથમ અગત્યનું કાર્ય વૈશ્વેષિક રસાયાણ હતું. 1821 પછીનું તેમનું ઘણું કાર્ય વિદ્યુત અને ચુંબક તથા ઘણી બધી વિદ્યુતચુંબકીય ઘટનાઓ પર હતું. તેમના વિચારો આધુનિક ક્ષેત્રવાદની સ્થાપના તરફ દોરી ગયા. તેમણે 1834માં વિદ્યુતવિભાજનના બે નિયમો શોધ્યા. ફેરાને એક સજજન અને માયાળું હૃદયના માનવી હતા. તેમણે બધા જ સન્માનોને ફગાવી દીધા અને વૈજ્ઞાનિક વાદવિવાદોને ટાયા. તેમણે એકલાએ જ કાર્ય કરવાનું પસંદ કર્યું. અને કોઈ મદદનીશ કરી રાખ્યા નહિ. એમણે વિજ્ઞાનનો પ્રસાર અનેક રીતે કર્યો. જેમાં શુક્રવારની સાંજના વ્યાખ્યાનો(પ્રવચનો)નો સમાવેશ થાય છે. આની શરૂઆત તેમણે રોયલ ઇન્સ્ટિટ્યુશનથી જ કરેલી. તે તેમના નાતાલ વ્યાખ્યાન ‘Chemical History of a Candle’ (મીશબતીનો રાસાયણિક ઈતિહાસ) માટે તેઓ ખૂબ જ જાણીતા હતા. તેમણે લગભગ 450 વૈજ્ઞાનિક પત્રો પ્રકાશિત કરેલા છે.

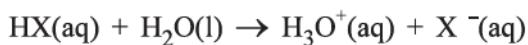
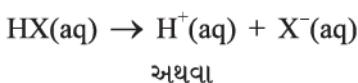


માઈકલ ફેરાને
(1791–1867)

હાઈડ્રોક્લોરિક ઓસિડ અને એસિટિક ઓસિડ બંને ધ્રુવીય સહસંયોજક અણુઓ છે. તેમની પાણીમાં વિયોજનથી સરખામણી કરતાં HCl તેમના આયનોમાં સંપૂર્ણ આયનીકરણ પામેલા છે, જ્યારે CH_3COOH માત્ર અંશત: ($< 5\%$) આયનીકરણ પામેલા છે. આયનીકરણ કેટલે અંશે થશે તેની માત્રા બંધની પ્રબળતા અને ઉત્પન્ન થયેલા આયનોના દ્રાવકયોજન (Solvation) પર આધાર રાખે છે. અગાઉ વિયોજન અને આયનીકરણ પર્યાયો જુદા જુદા અર્થમાં વપરાતા હતા. વિયોજન એવો પ્રક્રમ છે જેમાં દ્રાવ્ય ઘન અવસ્થામાં જે રીતે અસ્તિત્વ ધરાવતો હતો તે જ રીતે દ્રાવણમાં આયનોમાં અલગીકરણ સ્વરૂપે જ રહે છે (જેમકે સોઝિયમ કલોરાઇડમાં). બીજી બાજુ આયનીકરણ એવો પ્રક્રમ છે જેમાં તટસ્થ અણુ દ્રાવણમાં ભારિત આયનો તરીકે વિભાજિત થાય છે. આપણે અહીંયા બે વચ્ચે બેદ દર્શાવીશું નહિ અને બંને પર્યાયો એકબીજાને માટે વાપરીશું.

7.10.1 ઓસિડ અને બેઇઝની આર્હનિયસની સંક્લયના (Arrhenius Concept of Acids and Bases)

આર્હનિયસ (Arrhenius) સિદ્ધાંત પ્રમાણે ઓસિડ એવા પદાર્થો છે જે પાણીમાં વિયોજન પામે છે અને હાઈડ્રોજન આયન $\text{H}^+(\text{aq})$ આપે છે અને બેઇઝ એવા પદાર્થો છે જે પાણીમાં વિયોજન પામે છે અને હાઈડ્રોક્સિલ આયન $\text{OH}^-(\text{aq})$ આપે છે. ઓસિડ $\text{HX}(\text{aq})$ નું આયનીકરણ નીચેના સમીકરણોથી રજૂ કરી શકાય :



સ્વતંત્ર (bare) પ્રોટોન H^+ ખૂબ જ સક્રિય છે અને જલીય દ્રાવણમાં સ્વતંત્ર રીતે અસ્તિત્વ ધરાવી શકતો નથી. આથી તે દ્રાવક પાણીના ઓક્સિજન સાથે બંધ રહે છે, જેથી ત્રિકોણીય પિરામિદલ હાઈડ્રોનિયમ આયન મળે છે. $\text{H}_3\text{O}^+ \{[\text{H}(\text{H}_2\text{O})]^+\}$ (બોક્સમાં જુઓ) આ પ્રકરણમાં આપણે $\text{H}^+(\text{aq})$ અને $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ નો એકબીજાની બદલીમાં ઉપયોગ કરીશું અને એનો અર્થ જળયુક્ત પ્રોટોન છે.

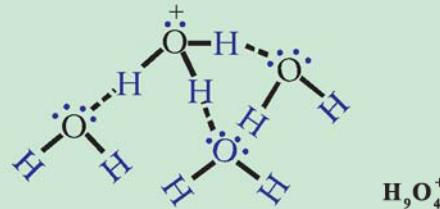
એ જ પ્રમાણે MOH જેવો બેઇઝ અણુ જલીય દ્રાવણમાં નીચેના સમીકરણ પ્રમાણે આયનીકરણ પામે છે.



હાઈડ્રોક્સિલ આયન પણ જલીય દ્રાવણમાં જળયુક્ત સ્વરૂપમાં હોય છે. આર્હનિયસ ઓસિડ-બેઇઝ સિદ્ધાંતની એક મર્યાદા એ છે કે તે માત્ર જલીય દ્રાવણોને જ લાગુ પાડી શકાય છે અને એમોનિયા જેવા પદાર્થોની બેઝિકતા સમજાવી શકતો નથી, કારણ તેમાં હાઈડ્રોક્સિલ સમૂહ હોતો જ નથી.

હાઈડ્રોનિયમ અને હાઈડ્રોક્સિલ આયનો

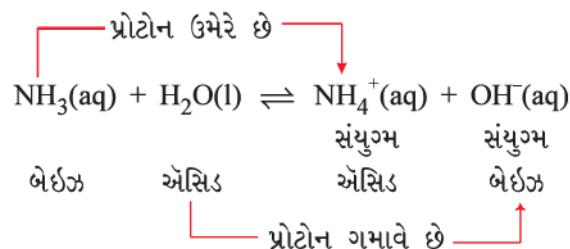
હાઈડ્રોજન આયન પોતે સ્વતંત્ર પ્રોટોન છે જેનું કદ ધારું નાનું છે ($\sim 10^{-15} \text{ m}$ ત્રિજ્યા) અને તીવ્ર વિદ્યુતીય ક્ષેત્ર ધરાવે છે, જેથી ઓક્સિજન પર મળતાં બે અયુભિત ઈલેક્ટ્રોન જોડમાંની એક સાથે પોતે બંધન રહે છે અને H_3O^+ આપે છે. આ સ્પેસિઝની ઘણા સંયોજનોની ઘન અવસ્થામાં પરખ થયેલ છે (ઉદા. $\text{H}_3\text{O}^+\text{Cl}^-$). જલીય દ્રાવણમાં હાઈડ્રોનિયમ આયન ફરી જળયુક્ત થાય છે અને H_5O_2^+ , H_7O_3^- અને H_9O_4^- જેવી સ્પેસિઝ આપે છે. એ જ પ્રમાણે હાઈડ્રોક્સિલ આયન પણ જળયુક્ત થાય છે અને H_3O_2^- , H_5O_3^- અને H_7O_4^- વગેરે કેટલીક સ્પેસિઝ આપે છે.



7.10.2 બ્રોન્સ્ટેડ-લોરી ઓસિડ અને બેઇઝ (Bronsted-Lowry Acids and Bases)

ઉનિશ રાસાયણશાસ્ત્રી જોહાનિસ બ્રોન્સ્ટેડ (Johannes Bronsted) અને અંગ્રેજ રાસાયણશાસ્ત્રી થોમસ એમ. લોરીએ (Thomas M. Lowry) ઓસિડ અને બેઇઝની વધારે સામાન્ય વાખ્યા આપી. બ્રોન્સ્ટેડ-લોરીના સિદ્ધાંત પ્રમાણે ઓસિડ એવો પદાર્થ છે જે હાઈડ્રોજન આયન H^+ નું દાન કરવા શક્તિમાન છે અને બેઇઝ એવો પદાર્થ છે જે હાઈડ્રોજન આયન H^+ ને સ્વીકારે છે. ટૂંકાણમાં ઓસિડ પ્રોટોનદાતા છે અને બેઇઝ પ્રોટોનગ્રાહી છે.

નીચે દર્શાવેલા સમીકરણ પ્રમાણે $\text{NH}_3(\text{aq})$ નું H_2O માં વિલયનનું ઉદાહરણ ધ્યાનમાં લઈએ.



હાઈડ્રોક્સિલ આયનની હાજરીને લીધે બેઝિક દ્રાવણ બને છે. આ પ્રક્રિયામાં પાણીના અણુ પ્રોટોનદાતા તરીકે વર્ત્ત છે અને એમોનિયાનો અણુ પ્રોટોનગ્રાહી તરીકે વર્ત્ત છે અને આમ તે અનુક્રમે લોરી-બ્રોન્સ્ટેડ ઓસિડ અને બેઇઝ તરીકે વર્ત્ત છે. પ્રતિગામી પ્રક્રિયામાં NH_4^+ માંથી H^+ , OH^- તરફ હેરફર પામે છે. આ ડિસામાં NH_4^+ બ્રોન્સ્ટેડ ઓસિડ તરીકે જયારે OH^- બ્રોન્સ્ટેડ બેઇઝ તરીકે વર્ત્ત છે. એસિડ-બેઇઝની જોડ જે માત્ર એક પ્રોટોનથી જ અલગ પડે છે તેને સંયુગ્મ ઓસિડ-બેઇઝ જોડ કરે છે. આથી OH^- ને H_2O નો સંયુગ્મ બેઇઝ કરે છે અને

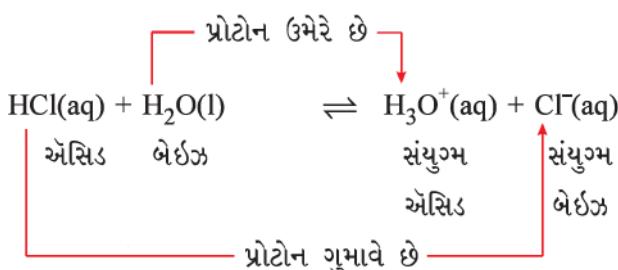


સ્વાતે આર્હનિયસ (1859-1927) આર્હનિયસ ઉપસાલા, સ્વીડનની નજીક જન્મ્યા હતા. તેમણે 1884માં યુનિવર્સિટી ઓફ ઉપસાલામાં તેમનો મહાનિબંધ (thesis) રજૂ કર્યો હતો. જેનું શીર્ષક હતું - વિદ્યુતવિભાજ્ય વાહકોના ગ્રાવાળની વાહકતા (Conductivities of electrolyte solutions) પણીના પાંચ વર્ષ તેમણે ખૂબ જ મુસાફરી કરી અને યુરોપમાંના ઘણા સંશોધન કેન્દ્રોની મુલાકાત લીધી. 1895માં તેમની સ્ટોકહોમમાંની નવી રચાયેલી યુનિવર્સિટી ઓફ સ્ટોકહોમમાં બૌતિકવિજ્ઞાનના પ્રોફેસર તરીકે નિમણૂક થઈ અને 1897 થી 1902 સુધી તેમણે એકટર તરીકે ફરજ બજાવેલી. 1905થી તેમના મૃત્યુ સુધી સ્ટોકહોમની નોબેલ ઇન્સ્ટિટ્યુટના બૌતિક-રસાયણવિજ્ઞાન નિયામક તરીકે કાર્ય કર્યું. તેમણે ઘણા વર્ષો સુધી વિદ્યુતવિભાજ્યમય ગ્રાવાળ પર કાર્ય કર્યું. 1899માં તેમણે રાસાયાંગિક પ્રક્રિયાના દરનો તાપમાન પર આધાર અંગે ચર્ચા કરી અને એક સમીકરણ તારવ્યું જે હવે આપણે આર્હનિયસ સમીકરણ તરીકે ઓળખીએ છીએ.

તેમણે ઘણા જુદા જુદા ક્ષેત્રોમાં કાર્ય કર્યું અને તેમણે અગત્યનું યોગદાન પ્રતિરક્ષારસાયણ (Immuno-chemistry), બ્રહ્માંડ વિજ્ઞાન (Cosmology), જિંદગીની ઉત્પત્તિ (Origin of life) અને હિમયુગના કારણો વગેરે ક્ષેત્રોમાં કર્યું. તેઓ સૌપ્રથમ હતા જેમણે 'ગ્રીન હાઉસ અસર' જેને આપણે આજે આ નામથી ઓળખીએ છીએ તેની પણ ચર્ચા કરી હતી. તેમણે 1903માં તેમના વિદ્યુતીય વિયોજનના વાદ અને તેનો રસાયણવિજ્ઞાનના વિકાસ માટે રસાયણવિજ્ઞાનનું નોબેલ પારિતોષિક મેળવેલું.

NH_4^+ ને NH_3 નો સંયુગ્મ ઓસિડ કહે છે. જો બ્રોન્સ્ટેડ ઓસિડ પ્રબળ હોય તો તેનો સંયુગ્મ બેઇઝ નિર્બળ બેઇઝ હોય છે અને તેનાથી ઊલદું પણ (vice-versa). એ નોંધશો કે સંયુગ્મ ઓસિડને એક વધારાનો પ્રોટોન હોય છે અને બેઇઝને એક પ્રોટોન ઓછો હોય છે.

હાઇડ્રોક્લોરિક ઓસિડના પાણીમાં આયનીકરણનું ઉદાહરણ લઈએ. HCl(aq) , H_2O જે બેઇઝ તરીકે વર્ત છે તેને પ્રોટોનનું દાન કરીને ઓસિડ તરીકે વર્ત છે.



ઉપરના સમીકરણમાં જોઈ શકશો કે પાણી બેઇઝ તરીકે વર્ત છે, કારણ કે તે પ્રોટોન સ્વીકારે છે. H_3O^+ સ્પીસિઝ પાણી જ્યારે HCl માંથી પ્રોટોન સ્વીકારે છે ત્યારે બને છે. આથી Cl^- , HCl નો સંયુગ્મ બેઇઝ બને છે અને HCl , બેઇઝ Cl^- નો સંયુગ્મ ઓસિડ બને છે. એ જ પ્રમાણે H_2O , ઓસિડ H_3O^+ નો સંયુગ્મ બેઇઝ બને છે અને H_3O^+ , બેઇઝ H_2O નો સંયુગ્મ ઓસિડ બને છે.

પાણીનો ઓસિડ અને બેઇઝ એમ બન્ને પ્રકારનો ભાગ ભજવવો તે એક રસપ્રદ અવલોકન છે. HCl સાથેની પ્રક્રિયાના કિસ્સામાં પાણી બેઇઝ તરીકે વર્ત છે અને એમોનિયા સાથેની પ્રક્રિયાના કિસ્સામાં ઓસિડ તરીકે વર્ત છે.

કોયડો 7.12

નીચેના બ્રોન્સ્ટેડ ઓસિડ માટે સંયુગ્મ બેઇઝ શું હશે ?
 HF , H_2SO_4 અને HCO_3^- ?

ઉકેલ :

સંયુગ્મ બેઇઝને દરેક કિસ્સામાં દર્શાવ્યા પ્રમાણે કરતાં એક પ્રોટોન ઓછો હોવો જોઈએ તેથી અનુવર્તી સંયુગ્મ બેઇઝ નીચે પ્રમાણે થશે. જે અનુક્રમે F^- , HSO_4^- અને CO_3^{2-} છે.

કોયડો 7.13

નીચેના બ્રોન્સ્ટેડ બેઇઝ માટે સંયુગ્મ ઓસિડ લખો :
 NH_2^- , NH_3 અને HCOO^- .

ઉકેલ :

સંયુગ્મ ઓસિડને દરેક કિસ્સા કરતાં એક વધારે પ્રોટોન હોવો જોઈએ, તેથી અનુવર્તી સંયુગ્મ ઓસિડ નીચે પ્રમાણે થશે જે અનુક્રમે NH_3 , NH_4^+ અને HCOOH છે.

કોયડો 7.14

સ્પીસિઝ H_2O , HCO_3^- , HSO_4^- અને NH_3 બ્રોન્સ્ટેડ ઓસિડ અને બેઇઝ બન્ને તરીકે વર્ત્તી શકે છે. દરેક કિસ્સા માટે અનુરૂપ સંયુગ્મ ઓસિડ અને સંયુગ્મ બેઇઝ જાણાવો.

ઉકેલ :

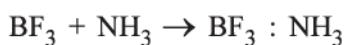
ઉત્તર નીચેના કોષ્ટકમાં આપેલ છે :

સ્પીસિઝ	સંયુગ્મ ઓસિડ	સંયુગ્મ બેઇઝ
H_2O	H_3O^+	OH^-
HCO_3^-	H_2CO_3	CO_3^{2-}
HSO_4^-	H_2SO_4	SO_4^{2-}
NH_3	NH_4^+	NH_2^-

7.10.3 લુઈસ ઓસિડ-બેઇઝ (Lewis Acids and Bases)

જી. એન. લુઈસ (G. N. Lewis) 1923માં વાખ્યાઓ આપી કે ઓસિડ એવી સ્પીસિઝ છે જે ઈલેક્ટ્રોન યુગમ સ્વીકારે છે અને બેઇઝ એવી સ્પીસિઝ છે જે ઈલેક્ટ્રોન યુગમનું દાન કરે છે. જ્યાં સુધી બેઇઝની બાબત છે ત્યાં સુધી ભ્રોન્સ્ટેડ-લોરી અને લુઈસ સંકલ્પનામાં ખાસ કોઈ ફેર નથી, કારણ કે બેઇઝ અબંધકારક યુગમ બન્નેમાં પૂરા પાડે છે. લુઈસ સંકલ્પનામાં ઘણા ઓસિડ પ્રોટોન ધરાવતા નથી. જાહીતા ઉદાહરણમાં ઈલેક્ટ્રોન ઊષપવાળા સ્પીસિઝ BF_3 ની NH_3 સાથેની પ્રક્રિયા છે.

BF_3 ને પ્રોટોન નથી પણ ઇતાં ઓસિડ તરીકે વર્તે છે અને NH_3 સાથે ઈલેક્ટ્રોનનું અબંધકારક સ્વીકારીને પ્રક્રિયા કરે છે. પ્રક્રિયા નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય.



ઈલેક્ટ્રોન ઊષપવાળી સ્પીસિઝ, AlCl_3 , Co^{3+} , Mg^{2+} વગેરે લુઈસ ઓસિડ તરીકે વર્તી શકે છે, જ્યારે H_2O , NH_3 , OH^- વગેરે જેવી સ્પીસિઝ જે ઈલેક્ટ્રોન યુગમનું દાન કરે છે તે લુઈસ બેઇઝ તરીકે વર્તે છે.

કોયડો 7.15

નીચેની સ્પીસિઝને લુઈસ ઓસિડ અને લુઈસ બેઇઝમાં વર્ગીકૃત કરો અને દર્શાવો કે તે કેવી રીતે વર્તે છે?

- (a) HO^- (b) F^- (c) H^+ (d) BCl_3

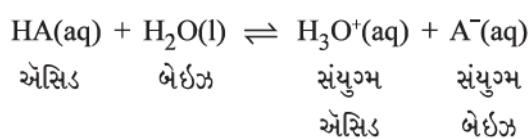
ઉકેલ :

- (a) હાઈડ્રોક્સિલ આયન લુઈસ બેઇઝ છે, કારણ કે તે અબંધકારક ઈલેક્ટ્રોન યુગમ ($:\text{OH}^-$)નું દાન કરી શકે છે.
- (b) ફ્લોરાઈડ આયન લુઈસ બેઇઝ તરીકે વર્તે છે, કારણ કે તે ચારમાંથી કોઈ પણ એક અબંધકારક ઈલેક્ટ્રોન યુગમનું દાન કરી શકે છે.
- (c) પ્રોટોન લુઈસ ઓસિડ છે કારણ કે તે અબંધકારક ઈલેક્ટ્રોન યુગમ ધરાવતાં હાઈડ્રોક્સિલ આયન અને ફ્લોરાઈડ આયન જેવા બેઇઝમાંથી અબંધકારક ઈલેક્ટ્રોન યુગમ મેળવી શકે છે.
- (d) BCl_3 લુઈસ ઓસિડ તરીકે વર્તે છે કારણ કે તે અબંધકારક ઈલેક્ટ્રોન યુગમ એમોનિયા અથવા એમાઈન જેવા અશુમાંથી સ્વીકારી શકે છે.

7.11 ઓસિડ અને બેઇઝના આયનીકરણ (Ionization of Acids and Bases)

ઓસિડ અને બેઇઝની આર્હનિયસની સંકલ્પના ઓસિડ અને બેઇઝના આયનીકરણની બાબતમાં ઉપયોગી નીવડે છે, કારણ કે રાસાયણિક અને જૈવરાસાયણિક પ્રણાલીઓમાં મોટે ભાગે આયનીકરણ જલીય માધ્યમમાં જ થાય છે. પ્રબળ ઓસિડ

જેવાં કે પરકલોરિક ઓસિડ (HClO_4), હાઈડ્રોક્લોરિક ઓસિડ (HCl), હાઈડ્રોબ્રોમિક ઓસિડ (HBr), હાઈડ્રોઆયોડિક ઓસિડ (HI), નાઈટ્રિક ઓસિડ (HNO_3) અને સલ્ફ્યુરિક ઓસિડ (H_2SO_4)ને પ્રબળ ઓસિડ ગણ્યા કારણ કે તેઓ જલીય માધ્યમમાં લગભગ સંપૂર્ણપણે તેમના ઘટક આયનોમાં વિયોજિત થાય છે જેથી કરીને તેઓ પ્રોટોનદાતા તરીકે વર્તે છે. એ જ પ્રમાણે પ્રબળ બેઇઝ જેવા કે લિથિયમ હાઈડ્રોક્સાઈડ (LiOH), સોડિયમ હાઈડ્રોક્સાઈડ (NaOH), પોટેશિયમ હાઈડ્રોક્સાઈડ (KOH), સીજિયમ હાઈડ્રોક્સાઈડ (CsOH) અને બેરિયમ હાઈડ્રોક્સાઈડ Ba(OH)_2 તેમના જલીય માધ્યમમાં લગભગ સંપૂર્ણપણે તેમના ઘટક આયનોમાં વિયોજિત થાય છે અને હાઈડ્રોક્સિલ આયન (OH^-) આપે છે. આર્હનિયસની સંકલ્પના પ્રમાણે તેઓ સંપૂર્ણપણે વિયોજિત થાય છે અને અનુક્રમે H_3O^+ અને OH^- આયનો માધ્યમમાં આપે છે. વૈકલ્પિક રીતે ઓસિડ અને બેઇઝની પ્રબળતા પણ ભ્રોન્સ્ટેડ-લોરીના ઓસિડ-બેઇઝની સંકલ્પનાના પર્યાયમાં સમાવિષ્ટ કરી શકીએ. જેમાં, પ્રબળ ઓસિડનો અર્થ છે કે સારો પ્રોટોનદાતા અને પ્રબળ બેઇઝનો અર્થ છે કે સારો પ્રોટોનગ્રાહી છે. નિર્બણ ઓસિડ HA ના ઓસિડ-બેઇઝ વિયોજન સંતુલનને ધ્યાનમાં લઈએ.

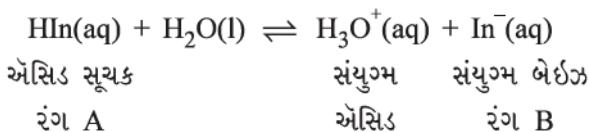


વિભાગ (7.10.2)માં આપણે જોયું કે ઓસિડ (અથવા બેઇઝ)નું વિયોજન સંતુલન ગતિશીલ છે, જેમાં પ્રોટોનની હેરફેર પુરોગામી અને પ્રતિગામી દિશામાં થયા કરે છે. હવે, પ્રશ્ન એ ઊભો થાય છે કે જો સંતુલન ગતિશીલ હોય તો સમયના પસાર થવા સાથે તે કઈ દિશામાં ખસશે? આની પાછળ ક્યું પ્રેરક (driving) બળ હશે? ઉપરોક્ત પ્રશ્નના ઉત્તર માટે આપણે વિયોજન સંતુલનમાં સંકળાયેલા બંને ઓસિડની (અથવા બેઇઝ) પ્રબળતાની સરખામણી કરવી પડશે. ઉપરના કિસ્સામાંના બે ઓસિડ HA અને H_3O^+ જે ઉપરના ઓસિડ-વિયોજન સંતુલનમાં નિર્દ્દિશિત છે તેમને ધ્યાનમાં લઈએ. આપણે એ જોયું પડશે કે આ બન્નેમાંથી વધારે પ્રબળ પ્રોટોનદાતા કોણ હશે? જે ઓસિડ પ્રોટોનદાતા તરીકેના વલાણમાં વધારે પ્રબળ હશે તેને પ્રબળ ઓસિડ ગણવો પડશે અને પછી સંતુલન નિર્બણ ઓસિડની દિશામાં ખસશે. ધારો કે HA ઓસિડ H_3O^+ ઓસિડ કરતાં વધારે પ્રબળ છે, તો HA પ્રોટોનનું દાન કરશે અને H_3O^+ નહિ કરી શકે અને તેથી દ્રાવણમાં મુખ્યત્વે A^- અને H_3O^+ આયનો હશે. સંતુલન નિર્બણ ઓસિડની રચના અને નિર્બણ બેઇઝની

રચનાની દિશામાં ખસશે, કારણ કે પ્રબળ ઓસિડ પ્રબળ બેઈજને પ્રોટોનનું દાન કરશે.

પ્રબળ ઓસિડ પાણીમાં સંપૂર્ણપણે વિયોજિત થાય છે અને પરિણામે બનતો બેઈજ વધુ નિર્બળ હોય છે. એટલે કે પ્રબળ ઓસિડને વધુ નભળા સંયુગમ બેઈજ હોય છે. પરકલોરિક ઓસિડ (HClO_4), હાઇડ્રોક્લોરિક ઓસિડ (HCl), હાઇડ્રોબ્રોમિક ઓસિડ (HBr), હાઇડ્રોઆયોડિક ઓસિડ (HI), નાઈટ્રિક ઓસિડ (HNO_3) અને સલ્ફયુરિક ઓસિડ (H_2SO_4) નિર્બળ સંયુગમ બેઈજ આયનો અનુક્રમે ClO_4^- , Cl^- , Br^- , Γ , NO_3^- અને HSO_4^- આપે છે જે પાણી કરતાં પણ વધારે નિર્બળ બેઈજ છે. એ જ પ્રમાણે પ્રબળ બેઈજ નિર્બળ સંયુગમ ઓસિડ આપશે. બીજુ તરફ નિર્બળ ઓસિડ ધારો કે HA આંશિક વિયોજિત થાય છે તો તે મુખ્યત્વે અવિયોજિત HA અણુ ધરાવશે. જાણીતા નિર્બળ ઓસિડમાં નાઈટ્રસ ઓસિડ (HNO_2), હાઇડ્રોફ્લોરિક ઓસિડ (HF) અને ઓસિટિક ઓસિડ (CH_3COOH) છે. એ નોંધવું જોઈએ કે, નિર્બળ ઓસિડને ઘણા પ્રબળ સંયુગમ બેઈજ હોય છે. ઉદાહરણ તરીકે NH_2^- , O^{2-} અને H^- ઘણા સારા પ્રોટોનગ્રાહી છે અને આમ પાણી કરતાં વધારે પ્રબળ બેઈજ હોય છે.

કેટલાક પાણીમાં દ્રાવ્ય કાર્બનિક પદાર્થો જેવાં કે ફિનોલ્કથેલીન અને બ્રોમોથાયમોલ બલ્યુ નિર્બળ ઓસિડ તરીકે વર્ત છે અને તેઓ તેમના ઓસિડ સ્વરૂપ [HIn]માં અને સંયુગમ બેઈજ [In^-] સ્વરૂપમાં જુદા જુદા રંગ દર્શાવે છે.



આવા પદાર્થો ઓસિડ-બેઈજ અનુમાપનમાં અને H^+ આયનની સાંક્રતા શોધવામાં ઉપયોગી સૂચકો છે.

7.11.1 પાણીનો આયનીકરણ અયળાંક અને તેનો આયનીય ગુણાકાર (The Ionization Constant of Water and its Ionic Product)

કેટલાક પદાર્થો જેવાં કે પાણી તેમની ઓસિડ તરીકે અને બેઈજ તરીકે વર્તવાની તાકાતના અર્થમાં વિશિષ્ટ હોય છે. આ બાબતને આપણે વિભાગ 7.10.2માં પાણીની બાબતમાં જોઈ ગયા. ઓસિડ HA -ની હાજરીમાં તે પ્રોટોન સ્વીકારે છે અને બેઈજ તરીકે વર્ત છે, જ્યારે બેઈજની હાજરીમાં B^- ને પ્રોટોનનું દાન કરીને ઓસિડ તરીકે વર્ત છે. શુદ્ધ પાણીમાં પાણીનો એક અણુ ઓસિડ તરીકે પ્રોટોનનું દાન કરે છે અને બીજો પાણીનો અણુ તે જ સમયે પ્રોટોન સ્વીકારે છે અને બેઈજ તરીકે વર્ત છે. નીચેનું સંતુલન અસ્તિત્વ ધરાવે છે.

$\text{H}_2\text{O(l)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(aq) + \text{OH}^-(aq)$
ઓસિડ બેઈજ સંયુગમ ઓસિડ સંયુગમ બેઈજ
વિયોજન અયળાંક નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$K = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}]^2 \quad (7.26)$$

પાણીની સાંક્રતા છેદમાંથી દૂર કરવામાં આવે છે કારણ કે પાણી શુદ્ધ પ્રવાહી છે અને તેની સાંક્રતા અયળ રહે છે. $[\text{H}_2\text{O}]^2$ ને સંતુલન અયળાંક સાથે સમાવી લેવામાં આવે છે, જેથી નવો અયળાંક K_w મળે છે, જેને પાણીનો આયનીય ગુણાકાર કહે છે.

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \quad (7.27)$$

H^+ આયનની સાંક્રતા પ્રાયોગિક રીતે 298 K તાપમાને 1.0×10^{-7} M નક્કી કરવામાં આવેલ છે અને પાણીનું વિયોજન સરખી સંયુગમાં H^+ અને OH^- આયનો ઉત્પન્ન કરે છે તેથી હાઇડ્રોક્સિલ આયનની સાંક્રતા,

$$[\text{OH}^-] = [\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M થશે. આથી, } K_w \text{ નું મૂલ્ય } 298 \text{ K તાપમાને,}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = (1 \times 10^{-7})^2 = 1 \times 10^{-14} \text{ M}^2 \quad (7.28)$$

K_w નું મૂલ્ય તાપમાન આધારિત છે, કારણ કે તે સંતુલન અયળાંક છે.

શુદ્ધ પાણીની ઘનતા 1000 g / L છે અને તેનું મોલર દળ 18.0 g /mol છે. આથી શુદ્ધ પાણીની મોલારિટી નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$[\text{H}_2\text{O}] = (1000 \text{ g /L})(1 \text{ mol}/18.0 \text{ g}) = 55.55 \text{ M.}$$

આથી વિયોજિત પાણી અને અવિયોજિત પાણીની સાંક્રતાનો ગુણોત્તર $10^{-7} / (55.55) = 1.8 \times 10^{-9}$ અથવા $\sim 2 \times 10^{-9}$ થશે (આથી સંતુલન મુખ્યત્વે અવિયોજિત પાણીની તરફ રહેશે).

H_3O^+ અને OH^- આયનોની સાંક્રતાના સાપેક્ષ મૂલ્યો પરથી જલીય ઓસિડિક, બેઝિક અને તટસ્થ દ્રાવક્ષો વચ્ચે ભેદ પાડી શકીએ.

$$\text{ઓસિડિક : } [\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$$

$$\text{તટસ્થ : } [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$$

$$\text{બેઝિક : } [\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$$

7.11.2 pH માપકમ (The pH Scale)

હાઇડ્રોનિયમ આયનની મોલારિટીમાં સાંક્રતા વધારે અનુકૂળતાથી લઘુગણકીય માપકમમાં દર્શાવી શકીએ જેને pH માપકમ કહે છે. દ્રાવકાની pHની વ્યાખ્યા, હાઇડ્રોજન આયનની સક્રિયતા (activity) (a_{H^+})નો 10ના આધારે ઋણ લઘુગણક

છે. મંદ્રાવણમાં ($< 0.01 \text{ M}$) હાઈડ્રોજન આયન (H^+)ની સક્રિયતાની માત્રા $[\text{H}^+]$ વડે દર્શાવતી માત્રા જેટલી જ હોય છે. એ નોંધવું જોઈએ કે સક્રિયતાને એકમ નથી અને તે નીચે પ્રમાણે વ્યાખ્યાયિત કરી શકાય :

$$a_{\text{H}^+} = [\text{H}^+] / \text{mol L}^{-1}$$

pHની વ્યાખ્યા પરથી નીચે પ્રમાણે લખી શકાય કે,

$$\text{pH} = -\log a_{\text{H}^+} = -\log \{[\text{H}^+] / \text{mol L}^{-1}\}$$

આમ, HCl નું જલીય દ્રાવણ (10^{-2} M)ની $\text{pH} = 2$ થશે. એ જ પ્રમાણે NaOH નું જલીય દ્રાવણ જેની $[\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ M}$ અને $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-10} \text{ M}$ છે તેથી $\text{pH} = 10$ થશે. 25°C તાપમાને શુદ્ધ પાણીમાં હાઈડ્રોજન આયનની સાંક્રતા $[\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ M}$ છે. આથી શુદ્ધ પાણીની pH નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$\text{pH} = -\log(10^{-7}) = 7$$

એસિડિક દ્રાવણો હાઈડ્રોજન આયનની સાંક્રતા $[\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ M}$ ધરાવે છે જ્યારે બેઝિક દ્રાવણો હાઈડ્રોજન આયનની સાંક્રતા $[\text{H}^+] < 10^{-7} \text{ M}$ ધરાવે છે. આથી આપણે લખી શકીએ કે,

એસિડિક દ્રાવણની $\text{pH} < 7$

બેઝિક દ્રાવણની $\text{pH} > 7$

તટસ્થ દ્રાવણની $\text{pH} = 7$

હવે ફરી સમીકરણ (7.28)ને 298 K તાપમાને ગણતરીમાં લઈએ.

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

સમીકરણની બન્ને બાજુના ઋણ ઘાતાંક લેતાં આપણાને મળશે.

$$\begin{aligned} -\log K_w &= -\log \{[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]\} \\ &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] - \log [\text{OH}^-] \\ &= -\log 10^{-14} \end{aligned}$$

$$pK_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad (7.29)$$

એ નોંધશો કે K_w તાપમાનના ફેરફાર સાથે બદલાશે પણ pHમાં તાપમાનના ફેરફાર સાથેના ફેરફાર એટલા ઓછા હોય છે કે આપણે તેમને અવગણીએ છીએ.

pK_w જલીય દ્રાવણો માટે અગત્યની રાશિ છે અને હાઈડ્રોજન અને હાઈડ્રોક્સિલ આયનોની સાપેક્ષ સાંક્રતાને નિયંત્રિત કરે છે. કારણ કે તેમનો ગુણકાર એક અચળાંક છે. એ નોંધવું જોઈએ કે pH માપકમ ઘાતાંકીય છે અને તેથી

pHના એક એકમના ફેરફારનો અર્થ એ થાય કે $[\text{H}^+]$ ની સાંક્રતાનો ફેરફાર 10ના અવયવ જેટલો થશે. એ જ પ્રમાણે જ્યારે હાઈડ્રોજન આયન સાંક્રતા $[\text{H}^+]$ નાં 100ના અવયવનો ફેરફાર થાય છે ત્યારે pH બે એકમથી બદલાય છે. હવે તમને ખાતરી થશે કે શા માટે તાપમાન સાથેના pHના ફેરફારને આપણે અવગણીએ છીએ.

દ્રાવણની pHનું માપન આવશ્યક છે કારણ કે જ્યારે જીવરાસાયણિક કે સૌંદર્ય પ્રસાધન પદાર્થો સાથે કાર્ય કરીએ ત્યારે તેની જાણકારી જરૂરી બને છે. દ્રાવણની pH અડસહે pH પેપરની મદદથી નક્કી કરી શકાય. pH પેપર પર જુદા જુદા pHને અનુસાર જુદા જુદા રંગ દર્શાવે છે. હવે ચાર પદ્ધીઓવાળા pH પેપર મળે છે. જુદી જુદી પદ્ધીને જુદા જુદા રંગ હોય છે (આંકૃતિ 7.11). 1-14ના ગાળામાં pHનું મૂલ્ય ~ 0.5 ની ચોકસાઈ સાથે pH પેપર વાપરીને કરી શકીએ છીએ.



આંકૃતિ 7.11 ચાર પદ્ધીઓ સાથેનો pH પેપર જેના સમાન pH મૂલ્યે જુદા જુદા રંગ હોય છે.

વધારે ચોકસાઈ માટે pH મીટરનો ઉપયોગ કરવામાં આવે છે. pH મીટર એક એવું સાધન છે જે પરખ માટેના દ્રાવણની pH 0.001 પરિશુદ્ધતા સાથે નક્કી કરવા pH આધારિત વિધુતીય પોટેન્શિયલ હોય છે. હવે બજરમાં લખવાની પેનના માપના pH મીટર પ્રાય છે. કેટલાક સામાન્ય પદાર્થની pH કોષ્ટક 7.5માં દર્શાવેલ છે.

કોયડો 7.16

એક ઠંડા પીણાનાં નમૂનામાં હાઈડ્રોજન આયનની સાંક્રતા $3.8 \times 10^{-3} \text{ M}$ છે. તેની pH કેટલી હશે ?

ઉકેલ :

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log[3.8 \times 10^{-3}] \\ &= -\{\log[3.8] + \log[10^{-3}]\} \\ &= -\{(0.58) + (-3.0)\} = -\{-2.42\} = 2.42 \end{aligned}$$

આથી ઠંડા પીણાની pH 2.42 થશે અને તેથી અનુમાન કરી શકાય કે તે એસિડિક છે.

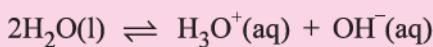
કોયડો 7.17

$1.0 \times 10^{-8} \text{ M HCl}$ ની pH ગણો.

કોષ્ટક 7.5 કેટલાક સામાન્ય પદાર્થોની pH

પ્રવન્તું નામ	pH	પ્રવન્તું નામ	pH
NaOHનું સંતૃપ્ત દ્રાવક	~15	બ્લેક કોણ્ઝી	5.0
0.1 M NaOH દ્રાવક	13	ટોમેટો જ્યુસ	~4.2
ચૂનાનું પાણી	10.5	ઠંડા પીણા અને વિનેગાર	~3.0
મિલ્ક ઓફ મેનેશિયા	10	લેમન (લિંબુ) જ્યુસ	~2.2
ઈંડાની સફેદી, દરિયાનું પાણી	7.8	પાચક રસ	~1.2
માનવ લોહી	7.4	1M HCl દ્રાવક	~0
માનવ લાળ	6.8	સાંક્રાન્તિક HCl	~-1.0
દૂધ	6.4		

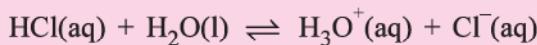
ઉકેલ :



$$\text{K}_w = [\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$= 10^{-14}$$

ધારો કે $x = [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$ (H_2O માંથી). H_3O^+ સંદ્રતા (i) ઓગાળેલા HClના આયનીકરણથી એટલે કે



અને (ii) H_2O ના આયનીકરણમાંથી. આ ઘણા મંદ દ્રાવકોમાં H_3O^+ ની સંદ્રતાના બન્ને સોતોને ગણતરીમાં લેવા જોઈએ.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8} + x$$

$$\text{K}_w = (10^{-8} + x)(x) = 10^{-14}$$

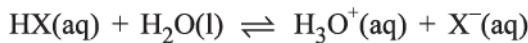
$$\text{અથવા } x^2 + 10^{-8}x - 10^{-14} = 0$$

$$[\text{OH}^-] = x = 9.5 \times 10^{-8}$$

$$\text{આથી pOH} = 7.02 \text{ અને pH} = 6.98$$

7.11.3 નિર્ભળ ઓસિડના આયનીકરણ અચળાંક (Ionization Constants of Weak Acids)

નિર્ભળ ઓસિડ HXને ધ્યાનમાં લો જે જલીય દ્રાવકોમાં આંશિક આયનીકરણ પામે છે. તેનું સંતુલન નીચે પ્રમાણે રજૂ કરો શકાય.



પ્રારંભિક

સંદ્રતા (M)

$$c \quad 0 \quad 0$$

ધારો કે α આયનીકરણની માત્રા દર્શાવે તો ફેરફાર પામતી સંદ્રતા (M)

$$-c\alpha \quad +c\alpha \quad +c\alpha$$

સંતુલને સંદ્રતા (M)

$$c-c\alpha \quad c\alpha \quad c\alpha$$

અહીંથી $c =$ અવિયોજિત ઓસિડ HXની પ્રારંભિક સંદ્રતા $t = 0$ સમયે છે. $\alpha = \text{HX}$ ની આયનમાં આયનીકરણ થવાની માત્રા છે. આ સંજ્ઞાઓનો ઉપયોગ કરીને આપણે ઉપર ચર્ચા કરેલ ઓસિડ-બેઇઝ વિયોજન સંતુલનનો સંતુલન અચળાંક ગણી શકીએ.

$$\text{K}_a = c^2\alpha^2 / c(1-\alpha) = c\alpha^2 / (1-\alpha)$$

K_a ને ઓસિડ HXનો વિયોજન અથવા આયનીકરણ અચળાંક કહેવામાં આવે છે. તેને વૈકલ્પિક રીતે મોલર સંદ્રતામાં નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$\text{K}_a = [\text{H}^+][\text{X}^-] / [\text{HX}] \quad (7.30)$$

આપેલ તાપમાન T એ K_a ઓસિડ HXની પ્રબળતા (strength)નું માપ છે. એટલે કે K_a નું મૂલ્ય જેટલું વધારે તેટલો વધારે પ્રબળ ઓસિડ. K_a પરિમાણરહિત રાશિ છે, જેની સમય છે કે બધી જ સ્પેસિઝની પ્રમાણિત અવસ્થા સંદ્રતા 1M છે.

કેટલાક પસંદ કરેલા નિર્ભળ ઓસિડના આયનીકરણ અચળાંક કોષ્ટક 7.6માં દર્શાવ્યા છે.

કોષ્ટક 7.6 કેટલાક પસંદ કરેલા નિર્ભળ ઓસિડના આયનીકરણ અચળાંક (298K તાપમાને)

ઓસિડ	આયનીકરણ અચળાંક K_a
હાઇડ્રોફ્લોરિક ઓસિડ (HF)	3.5×10^{-4}
નાઈટ્રાસ ઓસિડ (HNO ₂)	4.5×10^{-4}
ફોર્મિક ઓસિડ (HCOOH)	1.8×10^{-4}
નિયાસીન (C ₅ H ₄ NCOOH)	1.5×10^{-5}
ઓસિટિક ઓસિડ (CH ₃ COOH)	1.74×10^{-5}
બેન્જોઈક ઓસિડ (C ₆ H ₅ COOH)	6.5×10^{-5}
હાઇપોક્લોરસ ઓસિડ (HClO)	3.0×10^{-8}
હાઇડ્રોસાયનિક ઓસિડ (HCN)	4.9×10^{-10}
ફિનોલ (C ₆ H ₅ OH)	1.3×10^{-10}

હાઈફ્રોજન આયન સાંક્રતા માટેનો pH માપકમ એટલો ઉપયોગી છે કે pK_w ઉપરાંત તેનો ઉપયોગ બીજુ સ્પીસિઝના જથ્થા માટે વિકસાવી શકાય.

$$pK_a = -\log (K_a) \quad (7.31)$$

ઓસિડનો આયનીકરણ અચળાંક K_a જાળવાથી તેની પ્રારંભિક સાંક્રતા c ગણી શકાય. બધી જ સ્પીસિઝની સંતુલન સાંક્રતાની ગણતરી કરવાનું પણ શક્ય બને છે અને ઓસિડનો આયનીકરણ અંશ અને દ્રાવણાની pH પણ ગણી શકીએ.

નિર્બણ વિદ્યુતવિભાજણની pHના મૂલ્યાંકન માટે સામાન્ય તબક્કાવાર અભિગમ (approach) આપણે અપનાવી શકીએ.

તબક્કો 1 : વિયોજન પહેલાંની હાજર સ્પીસિઝને બ્રોન્સ્ટેડ-લોરી ઓસિડ/બેઇઝ તરીકે ઓળખી શકીએ.

તબક્કો 2 : શક્ય બધી જ પ્રક્રિયાઓ માટે સંતુલિત સમીકરણ એટલે કે ઓસિડ અને બેઇઝ બન્ને તરીકે વર્તતી સ્પીસિઝને લખીએ.

તબક્કો 3 : નીચેના K_a વળી પ્રક્રિયાને પ્રાથમિક પ્રક્રિયા તરીકે જ્યારે બીજુ પ્રક્રિયાઓને ગૌણ પ્રક્રિયા તરીકે ઓળખવી જોઈએ.

તબક્કો 4 : પ્રાથમિક પ્રક્રિયામાંથી દરેક સ્પીસિઝ માટે નીચેના મૂલ્યોનો કોષ્ટક સ્વરૂપમાં યાદી બનાવીએ :

- (a) પ્રારંભિક સાંક્રતા, c .
- (b) સંતુલન તરફ આગળ વધતી પ્રક્રિયામાં સાંક્રતા ફેરફાર આયનીકરણ અંશ અને પર્યાયોમાં દર્શાવીએ.
- (c) સંતુલન સાંક્રતા

તબક્કો 5 : મુખ્ય પ્રક્રિયા માટેના સંતુલન અચળાંક સમીકરણમાં સંતુલન સાંક્રતાઓ મૂકીએ અને α માટે ઉકેલ મેળવીએ.

તબક્કો 6 : મુખ્ય પ્રક્રિયામાં સ્પીસિઝની સાંક્રતાઓ ગણો.

તબક્કો 7 : $pH = -\log[H_3O^+]$ ગણો.

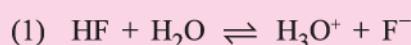
ઉપર દર્શાવેલી પદ્ધતિ નીચેના ઉદાહરણો દ્વારા સ્પષ્ટ કરીશું.

કોયડો 7.18

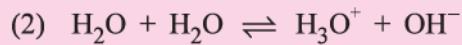
HF નો આયનીકરણ અચળાંક 3.2×10^{-4} છે. HFનો તેના 0.02 M દ્રાવણમાં વિયોજન અંશ ગણો. દ્રાવણમાં હાજર બધી જ સ્પીસિઝ (H_3O^+ , F^- અને HF) અને તેની pH ગણો.

ઉકેલ :

નીચેની પ્રોટોન ફેરબદલી પ્રક્રિયાઓ શક્ય છે :

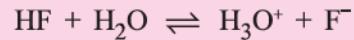


$$K_a = 3.2 \times 10^{-4}$$



$$K_w = 1.0 \times 10^{-14}$$

$K_a >> K_w$, માટે (1) પ્રક્રિયા મુખ્ય પ્રક્રિયા છે.



પ્રારંભિક

સાંક્રતા (M)

$$0.02 \quad 0 \quad 0$$

સાંક્રતામાં ફેરફાર (M)

$$-0.02\alpha \quad +0.02\alpha \quad +0.02\alpha$$

સંતુલન સાંક્રતા (M)

$$0.02 - 0.02\alpha \quad 0.02\alpha \quad 0.02\alpha$$

મુખ્ય પ્રક્રિયાના સંતુલન અચળાંકમાં સંતુલન સાંક્રતાના મૂલ્યો મૂકીતાં મળશે.

$$K_a = (0.02\alpha)^2 / (0.02 - 0.02\alpha)$$

$$= 0.02 \alpha^2 / (1 - \alpha) = 3.2 \times 10^{-4}$$

આપણાને નીચેનું દ્વિધાત સમીકરણ મળશે :

$$\alpha^2 + 1.6 \times 10^{-2}\alpha - 1.6 \times 10^{-2} = 0$$

દ્વિધાત સમીકરણનો ઉકેલ શોધી શકાય અને તેના બે મૂળ (ઉકેલ)ના મૂલ્યો થશે,

$$\alpha = +0.12 \text{ અને } -0.12$$

જાણ ઉકેલ સ્વીકાર્ય નથી અને તેથી, $\alpha = 0.12$

આનો અર્થ એમ થાય છે કે આયનીકરણ અંશ $\alpha = 0.12$, પછી બીજુ સ્પીસિઝની જેવી કે $(\text{HF}, \text{F}^- \text{ અને } \text{H}_3\text{O}^+)$ ની સંતુલન સાંક્રતા નીચે પ્રમાણે આપી શકશે :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{F}^-] = c\alpha = 0.02 \times 0.12 = 2.4 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{HF}] = c(1 - \alpha) = 0.02 (1 - 0.12) = 17.6 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$pH = -\log[\text{H}^+] = -\log(2.4 \times 10^{-3}) = 2.62$$

કોયડો 7.19

0.1 M એકબેઝિક ઓસિડની pH 4.50 છે. સ્પીસિઝ H^+ , A^- અને HA ની સંતુલને સાંક્રતા ગણો. વળી, એકબેઝિક ઓસિડનો K_a અને pK_a ના મૂલ્યો નક્કી કરો.

ઉકેલ :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{માટે} \quad [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4.50} \\ = 3.16 \times 10^{-5}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{A}^-] = 3.16 \times 10^{-5}$$

$$\text{હવે, } K_a = [\text{H}^+][\text{A}^-] / [\text{HA}]$$

$$[\text{HA}]_{\text{eqbm}} = 0.1 - (3.16 \times 10^{-5}) \approx 0.1$$

$$K_a = (3.16 \times 10^{-5})^2 / 0.1 = 1.0 \times 10^{-8}$$

$$\text{p}K_a = -\log(10^{-8}) = 8$$

વૈકલ્પિક રીતે, “ટકામાં વિયોજન” બીજી ઉપયોગી પદ્ધતિ નિર્ભળ એસિડની પ્રબળતા નક્કી કરવા માટે છે અને તે નીચે પ્રમાણે છે :

ટકામાં વિયોજન

$$= [\text{HA}]_{\text{dissociated}} / [\text{HA}]_{\text{initial}} \times 100 \% \quad (7.32)$$

કોયડો 7.20

0.08 M હાયપોક્લોરસ એસિડ (HOCl) દ્રાવકાની pH ગણો. એસિડનો આયનીકરણ અચળાંક 2.5×10^{-5} છે. HOClનું ટકામાં વિયોજન ગણો.

ઉકેલ :



પ્રારંભિક સાંક્રતા (M)

0.08	0	0
------	---	---

સાંક્રતા સંતુલને

પહોંચવા માટેનો

ફેરફાર (M)

-x	+x	+x
----	----	----

સંતુલને સાંક્રતા (M)

0.08 - x	x	x
----------	---	---

$$K_a = \{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{ClO}^-] / [\text{HOCl}]\} \\ = x^2 / (0.08 - x)$$

$$x \ll 0.08, \text{ હોવાથી } 0.08 - x \approx 0.08$$

$$x^2 / 0.08 = 2.5 \times 10^{-5}$$

$$x^2 = 2.0 \times 10^{-6} \text{ આથી } x = 1.41 \times 10^{-3}$$

$$[\text{H}^+] = 1.41 \times 10^{-3} \text{ M.}$$

માટે ટકામાં વિયોજન

$$= \{[\text{HOCl}]_{\text{dissociated}} / [\text{HOCl}]_{\text{initial}}\} \times 100$$

$$= 1.41 \times 10^{-3} \times 10^2 / 0.08 = 1.76 \%.$$

$$\text{pH} = -\log(1.41 \times 10^{-3}) = 2.85.$$

7.11.4 નિર્ભળ બેઇઝનું આયનીકરણ (Ionization of Weak Bases)

MOH બેઇઝનું આયનીકરણ નીચેના સમીકરણથી દર્શાવી શકાય :



નિર્ભળ બેઇઝમાં MOHનું આંશિક આયનીકરણ હોય છે. જે એસિડ વિયોજન સંતુલનને મળતું આવે છે. બેઇઝ આયનીકરણ માટેના સંતુલન અચળાંકને બેઇઝ આયનીકરણ અચળાંક કહે છે અને તે K_b વડે દર્શાવાય છે. તેને સંતુલનમાં રહેલી જુદી જુદી સ્પીસિઝ મોલારિટીમાં સાંક્રતાના પર્યાયમાં નીચેના સમીકરણ વડે દર્શાવી શકાય.

$$K_b = [\text{M}^+][\text{OH}^-] / [\text{MOH}] \quad (7.33)$$

વૈકલ્પિક રીતે જો, c = બેઇઝની પ્રારંભિક સાંક્રતા અને $\alpha =$ બેઇઝનો આયનીકરણ અંશ એટલે કે બેઇઝ કેટલી માત્રામાં આયનીકરણ પામે છે, જ્યારે સંતુલન પ્રાપ્ત થાય છે ત્યારે, સંતુલન અચળાંક નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

$$K_b = (c\alpha)^2 / c(1 - \alpha) = c\alpha^2 / (1 - \alpha)$$

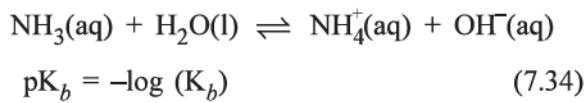
કેટલાક પસંદ કરેલા નિર્ભળ બેઇઝના આયનીકરણ અચળાંક K_b કોષ્ટક 7.7માં દર્શાવેલ છે.

કોષ્ટક 7.7 કેટલાક નિર્ભળ બેઇઝના આયનીકરણ અચળાંકના મૂલ્યો 298 K તાપમાને

બેઇઝ	K_b
ડાયમિથાઈલએમાઈન, $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$	5.4×10^{-4}
ડ્રાયથાઈલએમાઈન, $(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{N}$	6.45×10^{-5}
એમોનિયા, NH_3 અથવા NH_4OH	1.77×10^{-5}
ક્વીનાઈન (એક વૃક્ષ નીપણ)	1.10×10^{-6}
પીરીડીન, $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	1.77×10^{-9}
એનીલીન, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	4.27×10^{-10}
યુરિયા, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$	1.3×10^{-14}

ઘણા કાર્બનિક સંયોજનો જેવાં કે એમાઈન, નિર્ભળ બેઇઝ છે. એમાઈન એમોનિયાની વ્યુત્પત્તિ છે, જેમાં એક અથવા વધુ હાઇડ્રોજેન પરમાણુ બીજા સમૂહથી વિસ્થાપિત થાય છે. ઉદાહરણ તરીકે, મિથાઈલએમાઈન, કોડીન, ક્વીનાઈન અને નિકોટીન બધા જ વધુ નિર્ભળ બેઇઝ તરીકે વર્તે છે, કારણ કે

તેમના K_b ના મૂલ્યો ઘણાં નીચાં (ઓછા) છે. એમોનિયા જલીય દ્રાવકામાં OH^- ઉત્પન્ન કરે છે.

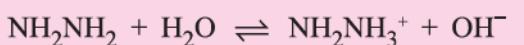


મેળવવા માટે હાઈડ્રોજન આયન સાંક્રતા માટેનો pH માપકમ લંબાવવામાં આવેલ છે.

કોયડો 7.21

0.004M હાઈડ્રોજીન દ્રાવકાની pH 9.7 છે. તેનો આયનીકરણ અચળાંક K_b અને $\text{p}K_b$ ગણો.

ઉકેલ :



pH પરથી આપણે હાઈડ્રોજન આયન સાંક્રતા ગણી શકીએ. હાઈડ્રોજન આયનની સાંક્રતા જાણીને અને પાણીના આયનીય ગુણાકારનો ઉપયોગ કરી હાઈડ્રોક્સિલ આયનની સાંક્રતા ગણી શકીએ.

$$[\text{H}^+] = \text{antilog}(-\text{pH})$$

$$= \text{antilog}(-9.7) = 1.67 \times 10^{-10}$$

$$[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}^+] = 1 \times 10^{-14} / 1.67 \times 10^{-10} = 5.98 \times 10^{-5}$$

તેને અનુરૂપ હાઈડ્રોજીનિયમ આયનની સાંક્રતા હાઈડ્રોક્સિલ આયનની સાંક્રતા જેટલી થશે. આ બન્ને આયનોની સાંક્રતા ઘણી ઓછી હોઈ અવિયોજિત બેઠજની સાંક્રતા બરાબર 0.004M લઈ શકાય.

આમ,

$$K_b = [\text{NH}_2\text{NH}_3^+][\text{OH}^-] / [\text{NH}_2\text{NH}_2] = (5.98 \times 10^{-5})^2 / 0.004 = 8.96 \times 10^{-7}$$

$$\text{p}K_b = -\log K_b = -\log(8.96 \times 10^{-7}) = 6.04.$$

કોયડો 7.22

0.2M NH_4Cl અને 0.1M NH_3 ધરાવતા દ્રાવકાની pH ગણો. એમોનિયાના દ્રાવક માટે $\text{p}K_b = 4.75$ છે.

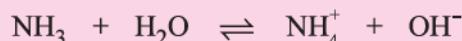
ઉકેલ :



NH_3 નો આયનીય સંતુલન,

$K_b = \text{antilog}(-\text{p}K_b)$ એટલે કે,

$$K_b = 10^{-4.75} = 1.77 \times 10^{-5} \text{ M}$$



પ્રારંભિક સાંક્રતા (M)

$$0.10 \quad 0.20 \quad 0$$

સંતુલને પહોંચવા

ફેરફાર (M)

$$-x \quad +x \quad +x$$

સંતુલને સાંક્રતા (M)

$$0.10 - x \quad 0.20 + x \quad x$$

$$K_b = [\text{NH}_4^+][\text{OH}^-] / [\text{NH}_3]$$

$$= (0.20 + x)(x) / (0.1 - x) = 1.77 \times 10^{-5}$$

K_b ઓછો છે માટે આપણે xને 0.1M અને 0.2Mની સરખામણીમાં અવગણી શકીએ. આમ,

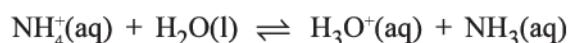
$$[\text{OH}^-] = x = 0.88 \times 10^{-5}$$

$$\text{માટે } [\text{H}^+] = 1.12 \times 10^{-9}$$

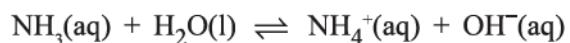
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 8.95.$$

7.11.5 K_a અને K_b વચ્ચે સંબંધ (Relation Between K_a and K_b)

આ પ્રકરણમાં આગળ જોયું તેમ K_a અને K_b એસિડ અને બેઠજની અનુક્રમે પ્રબળતા દર્શાવે છે. સંયુગમ એસિડ-બેઠજ યુગમાં તેઓ સરળ રીતે સંબંધિત થયેલા છે. જેથી એક જાણતા હોઈએ તો બીજાને તારવી શકીએ. NH_4^+ અને NH_3 ઉદાહરણ લઈએ તો,



$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3] / [\text{NH}_4^+] = 5.6 \times 10^{-10}$$



$$K_b = [\text{NH}_4^+][\text{OH}^-] / [\text{NH}_3] = 1.8 \times 10^{-5}$$

ચોખ્ખી પ્રક્રિયા : $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14} \text{ M}$$

જ્યાં K_a , NH_4^+ ની એસિડ તરીકે પ્રબળતા દર્શાવે છે અને K_b NH_3 ની બેઠજ તરીકે પ્રબળતા દર્શાવે છે.

ચોખ્ખી પ્રક્રિયા પરથી જણાશે કે સંતુલન અચળાંક ઉમેરેલી પ્રક્રિયાઓ માટે સંતુલન અચળાંકો K_a અને K_b ના ગુણાકાર બરાબર થાય છે. આમ,

$$K_a \times K_b = \{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3] / [\text{NH}_4^+]\} \times \{[\text{NH}_4^+] / [\text{OH}^-]\} / [\text{NH}_3]$$

$$= [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w$$

$$= (5.6 \times 10^{-10}) \times (1.8 \times 10^{-5}) = 1.0 \times 10^{-14} \text{ M}$$

આને સામાન્યીકરણ કરવા માટે લંબાવી શકીએ : બે કે વધારે પ્રક્રિયાનો સરવાળો કરી મળતી ચોઘ્યી (net) પ્રક્રિયાનો સંતુલન અચળાંક વ્યક્તિગત પ્રક્રિયાના સંતુલન અચળાંકનો ગુણાકાર છે.

$$K_{\text{ચોઘ્ય}} = K_1 \times K_2 \times \dots \quad (3.35)$$

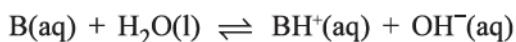
એ જ પ્રમાણે સંયુગ્મ એસિડ-બેઇઝ યુગ્મ માટે

$$K_a \times K_b = K_w \quad (7.36)$$

એક જાળતા હોઈએ તો બીજાની ગણતરી કરી શકાય. એ નોંધવું જોઈએ કે પ્રબળ એસિડને નિર્બળ સંયુગ્મ બેઇઝ હશે અને તેનાથી ઉલટું (vice-versa).

વૈકલ્પિક રીતે ઉપરનું અભિલક્ષણ (expression)

$K_w = K_a \times K_b$, બેઇઝના વિયોજન સંતુલનની પ્રક્રિયાને ઘાનમાં લઈને પણ મેળવી શકાય.



$$K_b = [\text{BH}^+][\text{OH}^-] / [\text{B}]$$

પાણીની સાંક્રતા અચળ રહે છે માટે તેને છેદમાંથી દૂર કરીને વિયોજન અચળાંકમાં સમાવિષ્ટ કરેલ છે. પછી ઉપરના અભિલક્ષણને $[\text{H}^+]$ વડે ગુણીને અને ભાગીને આપણે મેળવી શકીએ કે,

$$\begin{aligned} K_b &= [\text{BH}^+][\text{OH}^-][\text{H}^+] / [\text{B}][\text{H}^+] \\ &= \{[\text{OH}^-][\text{H}^+]\} \{[\text{BH}^+] / [\text{B}][\text{H}^+\}\} \\ &= K_w / K_a \end{aligned}$$

$$\text{અથવા } K_a \times K_b = K_w$$

એ નોંધવું જોઈએ કે જો સમીકરણની બન્ને બાજુના ગ્રાણ ઘાતાંક લઈએ તો સંયુગ્મ એસિડ અને બેઇઝના pK મૂલ્યો એકબીજા સાથે નીચેના સમીકરણથી સંબંધિત છે.

$$pK_a + pK_b = pK_w = 14 \text{ (298K તાપમાને)}$$

ક્રોયડો 7.23

0.05M એમોનિયા દ્રાવણનો આયનીકરણ અંશ અને pH નક્કી કરો. એમોનિયાનો આયનીકરણ અચળાંક કોષ્ટક 7.7માંથી લઈ શકાશે. વળી, એમોનિયાના સંયુગ્મ એસિડનો આયનીકરણ અચળાંક પણ ગણો.

ઉકેલ :

એમોનિયાનું પાણીમાં આયનીકરણ નીચેના સમીકરણથી દર્શાવી શકાય.



આપણે હાઈડ્રોક્સિલ આયનની સાંક્રતા ગણવા સમીકરણ (7.33)નો ઉપયોગ કરીએ.

$$[\text{OH}^-] = c\alpha = 0.05 \alpha$$

$$K_b = 0.05 \alpha^2 / (1 - \alpha)$$

અનું મૂલ્યો ઓછું છે માટે દ્વિધાત સમીકરણને 1ની સરખામણીમાં તને સમીકરણની જમણી બાજુએ છેદને બરાબર એક ગણીને દ્વિધાત સમીકરણ સરળ બનાવી શકીએ. આમ,

$$\begin{aligned} K_b &= c\alpha^2 \text{ અથવા } \alpha = \sqrt{1.77 \times 10^{-5} / 0.05} \\ &= 0.018 \end{aligned}$$

$$[\text{OH}^-] = c\alpha = 0.05 \times 0.018 = 9.4 \times 10^{-4} \text{ M.}$$

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= K_w / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / (9.4 \times 10^{-4}) \\ &= 1.06 \times 10^{-11} \end{aligned}$$

$$\text{pH} = -\log(1.06 \times 10^{-11}) = 10.97.$$

હવે, સંયુગ્મ એસિડ-બેઇઝ સંબંધનો ઉપયોગ કરીને

$$K_a \times K_b = K_w$$

NH_3 માટેનું K_b નું મૂલ્ય કોષ્ટક 7.7માંથી મેળવીને કરી શકીએ.

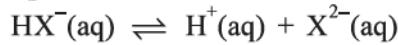
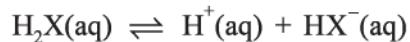
સંયુગ્મ એસિડ NH_4^+ ની સાંક્રતા પણ નક્કી કરી શકીએ.

$$\begin{aligned} K_a &= K_w / K_b = 10^{-14} / 1.77 \times 10^{-5} \\ &= 5.64 \times 10^{-10}. \end{aligned}$$

7.11.6 ડાય- અને પોલિપ્રોટિક એસિડ અને ડાય- અને પોલિઅસિડિક બેઇઝ (Di- and Polyprotic Acids and Di- and Polyacidic Bases)

ક્રેટલાક એસિડ જેવા કે ઓકોલોલિક એસિડ, સલ્ફ્યુરિક એસિડ અને ફોસ્ફોરિક એસિડને તેના પ્રતિ અણુમાં એક કરતાં વધારે આયનીકરણ પામે તેવા પ્રોટોન હોય છે. આવા એસિડને પોલિબેઝિક અથવા પોલિપ્રોટિક એસિડ કહે છે.

ઉદાહરણ તરીકે દ્વિબેઝિક (ડાયબેઝિક) એસિડ H_2X -ની આયનીકરણ પ્રક્રિયાઓ નીચેના સમીકરણોથી દર્શાવી શકાય :



અને અનુરૂપ સંતુલન અચળાંક નીચે પ્રમાણે આપી શકાય :

$$K_{a_1} = \{[\text{H}^+][\text{HX}^-]\} / [\text{H}_2\text{X}] \text{ અને}$$

$$K_{a_2} = \{[\text{H}^+][\text{X}^{2-}]\} / [\text{HX}^-]$$

અહીંથી K_{a_1} અને K_{a_2} ઓસિડ H_2X ના પ્રથમ અને દ્વિતીય આયનીકરણ અચળાંકો અનુકૂળે કહેવાય છે. એ જ પ્રમાણે ટ્રિબેઝિક (ટ્રાયબેઝિક) ઓસિડ જેવા કે H_3PO_4 ને માટે ત્રણ આયનીકરણ અચળાંક મળશે. કેટલાક સામાન્ય પોલિપ્રોટિક ઓસિડના આયનીકરણ અચળાંકોના મૂલ્યો કોઈક 7.8માં આપેલ છે.

કોષ્ટક 7.8 કેટલાક સામાન્ય પોલિપ્રોટિક ઓસિડના આયનીકરણ અચળાંકો (298K તાપમાને)

ઓસિડ	K_{a_1}	K_{a_2}	K_{a_3}
ઓકોલિક ઓસિડ	5.9×10^{-2}	6.4×10^{-5}	
એસ્કોર્બિક ઓસિડ	7.4×10^{-4}	1.6×10^{-12}	
સલ્ફ્યુરસ ઓસિડ	1.7×10^{-2}	6.4×10^{-8}	
સલ્ફ્યુરિક ઓસિડ	ઘણો વધારે	1.2×10^{-2}	
કાર્બોનિક ઓસિડ	4.3×10^{-7}	5.6×10^{-11}	
સાઇટ્રિક ઓસિડ	7.4×10^{-4}	1.7×10^{-5}	4.0×10^{-7}
ફોસ્ફોરિક ઓસિડ	7.5×10^{-3}	6.2×10^{-8}	4.2×10^{-13}

એ જોઈ શકશે કે આયનીકરણ અચળાંકો (K_{a_2} , K_{a_3})નો ઉચ્ચતર કમ નીચેના આયનીકરણ અચળાંક (K_{a_1})ના મૂલ્યો કરતાં વધારે ઓછો છે. આને માટેનું કરાણ એ છે કે સ્થિરવિદ્યુતીય બળોને કરાણો ઋણ આયનમાંથી ધનભારવાળા પ્રોટોનને દૂર કરવો વધારે મુશ્કેલ બને છે. જેમકે ભારરહિત H_2CO_3 માંથી પ્રોટોનને દૂર કરવાની બાબતમાં ઋણભારવાળા HCO_3^- આયનમાંથી પ્રોટોનને દૂર કરવો. એ જ પ્રમાણે દ્વિભારવાળા HPO_4^{2-} એનાયનમાંથી પ્રોટોન દૂર કરવો એ $H_2PO_4^-$ ની સરખામણીમાં ઘણો વધારે મુશ્કેલ છે.

પોલિપ્રોટિક ઓસિડના દ્રાવણો H_2A , HA^- અને A^{2-} જેવા ઓસિડનું મિશ્રણ ધરાવે છે. H_2A જેવા ડાયપ્રોટિક ઓસિડ પ્રબળ ઓસિડ હોઈ પ્રાથમિક પ્રક્રિયા H_2A ના વિયોજનથી પ્રક્રિયા સમાવિષ્ટ થાય છે અને દ્રાવણમાં H_3O^+ મુજબત્વે પ્રથમ વિયોજન તબક્કામાંથી આવે છે.

7.11.7 ઓસિડ પ્રબળતાને અસર કરતાં, પરિબળો (Factors Affecting Acid Strength)

ઓસિડ અને બેઈજની પ્રબળતાની ચર્ચા કર્યા પછી હવે આપણો એ તબક્કે આવ્યા છીએ જ્યાં આપેલા દ્રાવણની pH ગણી શકીએ. પણ એ હંતેજારી જાગે છે કે શા માટે કેટલાક ઓસિડ બીજા કરતાં વધારે પ્રબળ છે? તેમને વધારે પ્રબળ બનાવવા માટે કયાં પરિબળો જવાબદાર છે. આનો જવાબ એક જટિલ ઘટનામાં સમાયેલો છે. પણ, વિશાળ અર્થમાં કહીએ તો આપણો કહી શકીએ કે ઓસિડની વિયોજન થવાની માત્રા

(પ્રમાણ) (extent) H-A બંધની પ્રબળતા અને ધૂવીયતા પર આધાર રાખે છે.

સામાન્ય રીતે જ્યારે H-A બંધની પ્રબળતા ઘટે છે ત્યારે બંધ તોડવા માટે જરૂરી ઊર્જા ઘટે છે. HA પ્રબળ ઓસિડ બને છે. વળી H-A બંધ વધુ ધૂવીય બને છે એટલે કે H અને A પરમાણુઓ વચ્ચેનો વિદ્યુતજ્ઞાતા તફાવત વધે છે અને તેમના વીજભાર અલગીકરણ નોંધપાત્ર હોય છે. બંધનું વિખંડન (cleavage) વધુ સરળ બને છે અને તેથી ઓસિડિકતા વધે છે.

પણ એ નોંધવું જોઈએ કે જ્યારે આવર્તકોષ્ટકના એક સમૂહના તત્ત્વોની સરખામણી કરતા હોઈએ ત્યારે H-A બંધની પ્રબળતા તેના ધૂવીય સ્વભાવ કરતાં ઓસિડિકતા નક્કી કરવામાં અગત્યનું પરિબળ છે. Aનું કં દ સમૂહમાં નીચે તરફ જતાં જેમ વધે છે તેમ H-A બંધ પ્રબળતા ઘટે છે અને ઓસિડ પ્રબળતા વધે છે. ઉદાહરણ તરીકે,

કં વધે છે.

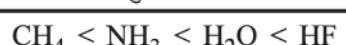


ઓસિડ પ્રબળતા વધે છે.

એ જ પ્રમાણે H_2S , H_2O કરતાં વધારે પ્રબળ ઓસિડ છે.

પરંતુ જ્યારે આપણો આવર્તકોષ્ટકના સમાન આવર્તમાંના તત્ત્વોની ચર્ચા કરીએ ત્યારે H-A બંધ ધૂવીયતા ઓસિડ પ્રબળતા નક્કી કરવા માટેનું નિર્ણાયક પરિબળ બને છે. જેમ Aની વિદ્યુતજ્ઞાતા વધે છે તેમ ઓસિડની પ્રબળતા પણ વધે છે. ઉદાહરણ તરીકે,

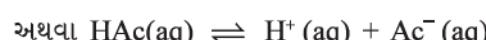
Aની વિદ્યુતજ્ઞાતા વધે છે.



ઓસિડ પ્રબળતા વધે છે.

7.11.8 ઓસિડ અને બેઈજના આયનીકરણમાં સમાન આયન અસર (Common Ion Effect in the Ionization of Acids and Bases)

ઓસિટિક ઓસિડ વિયોજન સંતુલન જે નીચે પ્રમાણે ૨જી કરી શકાય તેનું ઉદાહરણ લઈએ.

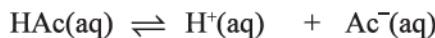


$$K_a = [\text{H}^+][\text{Ac}^-] / [\text{HAc}]$$

ઓસિટિક ઓસિડના દ્રાવણમાં એસિટેટ આયનનો ઉમેરો હાઈડ્રોજન આયનની સાંક્રતા $[\text{H}^+]$ ઘટાડે છે અથવા જો બાબ્ય સોત દ્વારા H^+ આયન ઉમેરવામાં આવે તો સંતુલન અવિયોજિત ઓસિડની દિશામાં ખસે છે એટલે કે હાઈડ્રોજન આયનની સાંક્રતા $[\text{H}^+]$ ના ઘટાડાની દિશામાં જાયછે. આ ઘટના સમાન આયન

અસર છે. એની વ્યાખ્યા એમ આપી શકાય કે વિયોજન સંતુલનમાં અગાઉથી હાજર હોય તેમાં એવો પદાર્થ ઉમેરવામાં આવે કે જે હાજર આયનીય સ્પીસિઝમાં વધારો કરે છે. આથી આપણે કહી શકીએ કે સમાન આયન અસર લ શેટેલિયરના સિદ્ધાંત જેની વિભાગ 7.8માં ચર્ચા કરેલ છે તેના પર આધારિત છે.

0.05 M એસિટિક એસિડના દ્રાવણમાં 0.05M એસિટેટ આયનનું દ્રાવણ ઉમેરવામાં આવે તો પરિષમતા દ્રાવણની pHની ગણતરી કરવામાં ફરી એકવાર એસિટિક એસિડ વિયોજન સંતુલનને ધ્યાનમાં લઈશું.



પ્રારંભિક સાંક્રતા (M)

$$\begin{array}{ccc} 0.05 & 0 & 0.05 \end{array}$$

ધારો કે x એસિટિક એસિડના આયનીકરણનું પ્રમાણ (માત્રા) છે, તો

સાંક્રતામાં ફેરફાર (M)

$$\begin{array}{ccc} -x & +x & +x \end{array}$$

સંતુલન સાંક્રતા (M)

$$\begin{array}{ccc} 0.05-x & x & 0.05+x \end{array}$$

આથી,

$$K_a = [\text{H}^+][\text{Ac}^-]/[\text{HAc}] = \{(0.05+x)(x)\}/(0.05-x)$$

નિર્બળ એસિડના K_a ધણા ઓછા હોય છે, તેથી $x \ll 0.05$ અને તેથી

$$(0.05 + x) \approx (0.05 - x) \approx 0.05$$

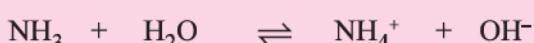
આમ,

$$\begin{aligned} 1.8 \times 10^{-5} &= (x)(0.05 + x) / (0.05 - x) \\ &= x(0.05) / (0.05) = x = [\text{H}^+] = 1.8 \times 10^{-5} \text{M} \\ \text{pH} &= -\log(1.8 \times 10^{-5}) = 4.74 \end{aligned}$$

કોયડો 7.24

0.10 M એમોનિયા દ્રાવણની pH ગણો. આ દ્રાવણના 50.0 mL દ્રાવણમાં 25.0 mL 0.10M HCl ઉમેરવામાં આવે પછી મળતી pH ગણો. એમોનિયાનો વિયોજન અચળાંક $K_b = 1.77 \times 10^{-5}$.

ઉકેલ :



$$K_b = [\text{NH}_4^+][\text{OH}^-] / [\text{NH}_3] = 1.77 \times 10^{-5}$$

તટસ્થીકરણ પહેલાં,

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = x$$

$$[\text{NH}_3] = 0.10 - x \approx 0.10$$

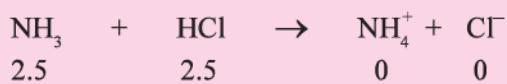
$$x^2 / 0.10 = 1.77 \times 10^{-5}$$

$$\text{આમ, } x = 1.33 \times 10^{-3} = [\text{OH}^-]$$

$$\text{આથી, } [\text{H}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / (1.33 \times 10^{-3}) = 7.51 \times 10^{-12}$$

$$\text{pH} = -\log(7.51 \times 10^{-12}) = 11.12$$

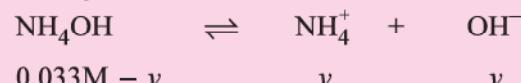
25 mL 0.1M HClનું દ્રાવણ (એટલે કે 2.5 mmol HCl) 50 mL 0.1M એમોનિયા દ્રાવણ (5 mmol NH₃) ઉમેરતાં 2.5 mmol NH₃ના અણુઓ તટસ્થીકરણ પામ્યા છે. પરિષમતું 75 mL દ્રાવણ તટસ્થીકરણ નહિ પામેલો 2.5 mmol NH₃ અણુ અને 2.5 mmol NH₄⁺ આયન ધરાવે છે.



સંતુલને

$$\begin{array}{cccc} 0 & 0 & 2.5 & 2.5 \end{array}$$

પરિષમતું 75 mL દ્રાવણ 2.5 mmol NH₄⁺ આયન (એટલે કે 0.033 M) અને 2.5 mmol (એટલે કે 0.033 M) તટસ્થીકરણ નહિ પામેલા NH₃ અણુઓ. આ એમોનિયા નીચેના સંતુલનમાં અસ્તિત્વ ધરાવે છે.



$$\text{જ્યાં, } y = [\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+]$$

અહીં 75 mL દ્રાવણ તટસ્થીકરણ બાદ 2.5 mmol NH₄⁺ (એટલે કે 0.033M) અગાઉ ધરાવે. આથી NH₄⁺ની કુલ સાંક્રતા,

$$[\text{NH}_4^+] = 0.033 + y$$

$$y \text{ નાનો હોવાથી } [\text{NH}_4\text{OH}] \approx 0.033 \text{ M અને}$$

$$[\text{NH}_4^+] \approx 0.033\text{M.}$$

આપણે જાણીએ છીએ કે,

$$\begin{aligned} K_b &= [\text{NH}_4^+][\text{OH}^-] / [\text{NH}_4\text{OH}] \\ &= y(0.033)/(0.033) = 1.77 \times 10^{-5} \text{ M} \end{aligned}$$

$$\text{આથી, } y = 1.77 \times 10^{-5} = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-14} / 1.77 \times 10^{-5} = 0.56 \times 10^{-9}$$

$$\text{આથી, pH} = 9.24$$

7.11.9 ક્ષારનું જળવિભાજન અને તેમના દ્રાવણની pH (Hydrolysis of Salts and the pH of their Solutions)

એસિડ અને બેઇઝના નિશ્ચિત પ્રમાણમાંની પ્રક્રિયાથી ક્ષાર બને છે, જે પાણીમાં આયનીકરણ પામે છે. ક્ષારના આયનીકરણથી રચાતા ધનાયન/ક્ષાણાયન કાં તો જળયુક્ત આયન તરીકે

જલીય દ્રાવણમાં અસ્તિત્વ ધરાવે છે અથવા પાણી સાથે પારસ્પરિક કિયા કરે છે અને ક્ષારના સ્વભાવ પ્રમાણે તેને અનુરૂપ ઓસિડ કે બેઈજની પુનર્ચયના કરે છે. ક્ષારના ધનાયન/ક્રાંકાયન અથવા બન્ને અને પાણી વચ્ચેની પારસ્પરિક કિયાને જળવિભાજન કરે છે. પારસ્પરિક કિયાથી દ્રાવણની pHને અસર પડે છે. પ્રબળ બેઈજના ધનાયન (ઉદા., માત્ર Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Ba^{2+} વગેરે.) અને પ્રબળ ઓસિડના ક્રાંકા આયન (Cl^- , Br^- , NO_3^- , ClO_4^- વગેરે) જળયુક્ત થાય છે. પણ જળવિભાજન પામતા નથી. આથી પ્રબળ ઓસિડ અને પ્રબળ બેઈજમાંથી બનેલા ક્ષારના દ્રાવણ તટસ્થ હોય છે. એટલે કે તેમની pH 7 હોય છે. તેમ છતાં ક્ષારનો બીજો વિભાગ જળવિભાજન પામે છે.

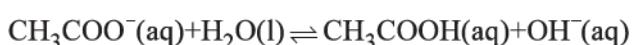
આપણે નીચેના પ્રકારના ક્ષારના જળવિભાજનને ધ્યાનમાં લઈશું :

- નિર્બળ ઓસિડ અને પ્રબળ બેઈજના ક્ષાર
ઉદા., CH_3COONa .
- પ્રબળ ઓસિડ અને નિર્બળ બેઈજના ક્ષાર
ઉદા., NH_4Cl
- નિર્બળ ઓસિડ અને નિર્બળ બેઈજના ક્ષાર
ઉદા., $\text{CH}_3\text{COONH}_4$

પ્રથમ કિસ્સામાં CH_3COONa નિર્બળ ઓસિડ CH_3COOH અને પ્રબળ બેઈજ NaOH નો ક્ષાર છે તે જલીય દ્રાવણમાં સંપૂર્ણપણે આયનીકરણ પામે છે.



આ રીતે બનેલો ઓસિટેટ આયન પાણી સાથે જળવિભાજન કરે છે અને નિર્બળ ઓસિટિક ઓસિડ અને OH^- આયન આપે છે.

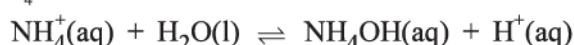


ઓસિટિક ઓસિડ નિર્બળ ઓસિડ ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$) હોઈ મોટે ભાગે દ્રાવણમાં અવિયોજિત રહે છે. આને પરિણામે OH^- ના આયનની સાંક્રતામાં વધારો થાય છે અને તેથી દ્રાવણ આલ્કલીઝન બને છે. આવા દ્રાવણની pH 7 કરતાં વધારે હોય છે.

એ જ પ્રમાણે, NH_4Cl જે નિર્બળ બેઈજ NH_4OH અને પ્રબળ ઓસિડ HCl માંથી બને છે. તે પાણીમાં સંપૂર્ણપણે વિયોજિત થાય છે.

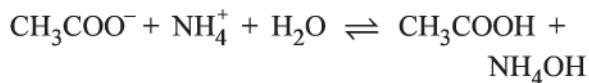


એમોનિયમ આયન પાણી સાથે જળવિભાજન કરી NH_4OH અને H^+ આયન રચે છે.

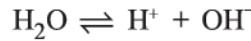
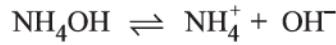
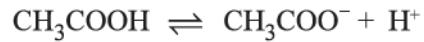


એમોનિયમ હાઇડ્રોક્સાઈડ નિર્બળ બેઈજ ($K_b = 1.77 \times 10^{-5}$) છે અને તેથી દ્રાવણમાં લગભગ અવિયોજિત રહે છે. આને પરિણામે દ્રાવણમાં H^+ આયનની સાંક્રતા વધે છે અને તેથી દ્રાવણ ઓસિડિક બને છે. આમ, NH_4Cl ના પાણીમાં દ્રાવણની pH 7 કરતાં ઓછી હોય છે.

નિર્બળ ઓસિડ અને નિર્બળ બેઈજમાંથી બનેલો ક્ષાર $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ને ધ્યાનમાં લઈ. તેના મળતા આયનો પાણી સાથે નીચે પ્રમાણે જળવિભાજન કરે છે.



CH_3COOH અને NH_4OH આંશિક વિયોજિત સ્વરૂપમાં રહે છે.



વિગતવાર ગણતરીમાં ગયા સિવાય કહી શકીએ કે જળવિભાજનનો અંશ દ્રાવણની સાંક્રતાથી સ્વતંત્ર છે અને આવા દ્રાવણની pH તેમના pKના મૂલ્યો પરથી નક્કી કરાય છે.

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2}(\text{pK}_a - \text{pK}_b) \quad (7.38)$$

દ્રાવણની pH 7 કરતાં વધારે હોય. જો તફાવત ધન હોય તો અથવા 7 કરતાં ઓછી હોય જો તફાવત ક્રાંકા હોય તો.

કોયડો 7.25

ઓસિટિક ઓસિડનો pK_a 4.76 અને એમોનિયમ હાઇડ્રોક્સાઈડનો pK_b 4.76 છે. એમોનિયમ એસિટેટ દ્રાવણની pH ગણો.

ઉક્લેલ :

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2}[\text{pK}_a - \text{pK}_b]$$

$$= 7 + \frac{1}{2}[4.76 - 4.75]$$

$$= 7 + \frac{1}{2}[0.01] = 7 + 0.005 = 7.005$$

7.12 બફર દ્રાવણો (Buffer Solutions)

ધળા શરીર-દ્રવ્યો ઉદાહરણ તરીકે લોહી અથવા પેશાબની pH નિયંત્રિત હોય છે અને તેમની pHમાં વિચલન શરીરના કાર્યોની વિકૃતિ (malfunctioning) કરે છે. pHનું નિયંત્રણ ધળા રસાયણિક અને જૈવરાસાયણિક પ્રક્રમોમાં ઘણું અગત્યનું છે. ધળી વૈદ્યકીય અને સૌંદર્યપ્રસાધન બનાવટોમાં જરૂરી હોય છે કે તેમને કોઈ ખાસ pH વાળી રાખવામાં આવે અને વાપરવામાં આવે.

દ્રાવણો જેનું મંદન કરવાથી અથવા તેમનામાં થોડા પ્રમાણમાં ઓસિડ અથવા આલ્કલી ઉમેરવામાં આવે તો પણ

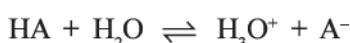
તેઓ pH ફેરફારનો પ્રતિકાર કરે છે. તેવા દ્રાવણોને બફર દ્રાવણો કહે છે. શાત pH વાળા બફર દ્રાવણો એસિડના pK_a અને બેઇઝના pK_b ના જ્ઞાન પરથી અને તેમના ક્ષાર અને એસિડ અથવા ક્ષાર અને બેઇઝના ગુણોત્તરનું નિયંત્રણ કરીને તૈયાર કરી શકાય છે. એસિટિક એસિડ અને સોડિયમ એસિટેટનું મિશ્રણ pH 4.75ની આજુબાજુ બફર દ્રાવણ તરીકે વર્તે છે અને એમોનિયમ કલોરાઇડ અને એમોનિયમ હાઈડ્રોક્સાઇડનું મિશ્રણ pH 9.25ની આસપાસ બફર દ્રાવણ તરીકે વર્તે છે. બફર દ્રાવણો વિશે તમે વધુ ઉચ્ચતર ધોરણોમાં શીખશો.

7.12.1 બફર દ્રાવણની રચના (બનાવટ) (Designing Buffer Solution)

pK_a , pK_b અને સંતુલન અયળાંકનું જ્ઞાન આપણાને શાત pHના બફર દ્રાવણ બનાવવામાં મદદ કરે છે. આપણે જોઈએ આ કેવી રીતે કરી શકીએ ?

એસિડિક બફરની બનાવટ :

એસિડિક pH વાળા બફરને બનાવવા માટે આપણે નિર્ભળ એસિડ અને તેનો પ્રબળ બેઇઝ સાથેનો ક્ષાર લઈશું. આપણે pH, સંતુલન અયળાંક, નિર્ભળ એસિડનો K_a અને નિર્ભળ એસિડ અને તેના સંયુગમ બેઇઝના ગુણોત્તરને સંબંધિત કરીને આપણે સમીકરણ નિરૂપિત કરી શકીએ. સામાન્ય કિસ્સામાં જેમાં નિર્ભળ એસિડ HA પાણીમાં આયનીકરણ પામે છે.



જેને આપણે લખી શકીએ કે,

$$K_a = \frac{[H_3O^+] [A^-]}{[HA]}$$

સમીકરણની પુનઃગોઠવણી કરીએ તો,

$$[H_3O^+] = K_a \frac{[HA]}{[A^-]}$$

બન્ને બાજુના ઘાતાંક લેતાં, અને પર્યાયોની પુનઃગોઠવણી કરતાં આપણાને મળશે,

$$pK_a = pH - \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

અથવા

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]} \quad (7.39)$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[સંયુગ બેઇઝ, A^-]}{[એસિડ, HA]} \quad (7.40)$$

સમીકરણ (A-2) હેન્ડરસન-હેસલબેક (Henderson-Hasselback) સમીકરણ તરીકે ઓળખાય છે. $\frac{[A^-]}{[HA]}$ ગુણોત્તર મિશ્રણમાં રહેલા એસિડના સંયુગમ બેઇઝ (ક્ષારાયન) અને મિશ્રણમાં હાજર એસિડની સાંક્રતાઓનો ગુણોત્તર છે. એસિડ નિર્ભળ છે અને તેથી ઘણી ઓછી માત્રામાં આયનીકરણ પામે છે, તેથી [HA] ની સાંક્રતા બફર બનાવવા માટે લીધેલા એસિડની સાંક્રતાથી નહિવત્ત (નગણ્ય) અલગ પડે છે. વળી, સંયુગમ બેઇઝ $[A^-]$ નો મોટો જથ્થો એસિડના ક્ષારના આયનીકરણમાંથી આવે છે, જેથી સંયુગમ બેઇઝની સાંક્રતા ક્ષારની સાંક્રતાથી નગણ્ય (નહિવત્ત) અલગ પડશે.

આમ, સમીકરણ (A-2) નીચેનું સ્વરૂપ પ્રાપ્ત કરશે :

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{ક્ષાર}]}{[\text{એસિડ}]}$$

સમીકરણ (A-1)માં જો $[A^-]$ ની સાંક્રતા $[HA]$ ની સાંક્રતા જેટલી થાય તો $pH = pK_a$ કારણ કે $\log 1$ નું મૂલ્ય શૂન્ય થશે. આથી જો આપણે એસિડ અને સંયુગમ બેઇઝની સરખી સાંક્રતાઓ લઈએ તો, બફર દ્રાવણની pH એસિડના pK_a મૂલ્ય જેટલી થશે. આથી ઈચ્છિત pHનું બફર દ્રાવણ બનાવવા માટે એવા એસિડને પસંદ કરવો કે જેનું pK_a નું મૂલ્ય pHના મૂલ્યની નજીક હોય. એસિટિક એસિડ માટે pK_a નું મૂલ્ય 4.76 છે. આથી એસિટિક એસિડ અને સોડિયમ એસિટેટની સરખી મોલર સાંક્રતાવાળા દ્રાવણો લઈએ. બનતા બફર દ્રાવણની pH 4.76ની આસપાસ હોય.

આવું જ પૃથક્કરણ નિર્ભળ બેઇઝ અને તેના પ્રબળ એસિડના ક્ષાર સાથેના બફર માટે કરી શકીએ અને પરિણામ મળશે,

$$pOH = pK_b + \log \frac{[\text{સંયુગ એસિડ, BH}^+]}{[\text{બેઇઝ, B}]} \quad (7.41)$$

બફર દ્રાવણની pH સમીકરણ pH + pOH = 14નો ઉપયોગ કરીને ગણી શકીએ.

આપણે જાણીએ છીએ કે $pH + pOH = pK_w$ અને $pK_a + pK_b = pK_w$. સમીકરણ (A-3)માં આ મૂલ્યો મૂક્તાં તે નીચેના સ્વરૂપમાં મળશે :

$$pK_w - pH = pK_w - pK_a + \log \frac{[\text{સંયુગ એસિડ, BH}^+]}{[\text{બેઇઝ, B}]} \quad (7.42)$$

અથવા

$$pH = pK_a - \log \frac{[\text{સંયુગ એસિડ, BH}^+]}{[\text{બેઇઝ, B}]} \quad (7.42)$$

જો બેઇઝ અને તેના સંયુગમ એસિડ (ધનાયન)ની મોલર સાંક્રતા સરખી હશે તો બફર દ્રાવણની pH બેઇઝના pK_a મૂલ્ય

જેટલી થશે. એમોનિયાનો $pK_a = 9.25$ છે તેથી 9.25ની નજીકનું બફર દ્રાવક એમોનિયા અને એમોનિયમ કલોરાઇડની સરખી સાંક્રતા લઈને મેળવી શકીશું. એમોનિયમ કલોરાઇડ અને એમોનિયમ હાઇડ્રોક્સાઇડથી બનતા બફર દ્રાવક માટે સમીકરણ (A-4) નીચે પ્રમાણે થશે :

$$\text{pH} = 9.25 - \log \frac{[\text{સંયુગમ એસિડ}, \text{BH}^+]}{[\text{બેઇઝ}, \text{B}]}$$

બફર દ્રાવકની pH મંદનથી અસર પામતું નથી કારણ કે ધાતાંકીય પર્યાયોનો ગુણોત્તર ફેરફાર વગર રહે છે.

7.13 અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારના દ્રાવ્યતા સંતુલન (Solubility Equilibria of Sparingly Soluble Salts)

આપણે શીખી ગયા છીએ કે આયનીય ઘન પદાર્થની દ્રાવ્યતા ઘણા ઊંચા અંશે બદલાય છે. આમાંના કેટલાક (જેમકે કોલિશિયમ કલોરાઇડ) એટલા બધા દ્રાવ્ય હોય છે કે તેઓ સ્વભાવે એટલા બધા બેજશોષક (hygroscopic) છે કે તેઓ વાતાવરણમાંથી પણ પાણીની બાધણે શોષે છે. બીજા(જેવા કે લિથિયમ ફ્લોરાઇડ)ની દ્રાવ્યતા ઘણી જ ઓછી છે. જેથી તેમને સામાન્ય રીતે અદ્રાવ્ય કહેવામાં આવે છે. દ્રાવ્યતા ઘણા બધા પરિબળો પર આધાર રાખે છે. જેમાંના અગત્યના છે તે ક્ષારની લોટિસ એન્થાલ્પી અને દ્રાવકમાં આયનની દ્રાવકયોજન (solvation) એન્થાલ્પી છે. ક્ષારને દ્રાવકમાં ઓગળવા માટે આયનો વચ્ચેના પ્રભળ આકર્ષણ બળો લોટિસ એન્થાલ્પીને આયન-દ્રાવક પારસ્પરિક કિયા વડે ઉપરવટ થવું પડે છે. આયનની દ્રાવકયોજન એન્થાલ્પી દ્રાવક યોજન પર્યાયના અર્થમાં જોઈએ તો હંમેશાં ઋણ હોય છે, એટલે કે દ્રાવક યોજન પ્રકમ દરમિયાન ઊર્જા મુક્ત થાય છે. દ્રાવકયોજન એન્થાલ્પીનું પ્રમાણ દ્રાવકના સ્વભાવ પર આધાર રાખે છે. અધ્યુત્તીય (સહસંયોજક) દ્રાવકની બાબતમાં, દ્રાવકયોજન એન્થાલ્પી ઓછી છે અને તેથી ક્ષારની લોટિસ એન્થાલ્પીની ઉપરવટ થઈ શકતી નથી. પરિણામે ક્ષાર અધ્યુત્તીય દ્રાવકમાં ઓગળતો નથી. સામાન્ય નિયમ પ્રમાણે, કોઈ પણ ક્ષારને કોઈ ખાસ દ્રાવકમાં ઓગળવા માટે તેની દ્રાવકયોજન એન્થાલ્પી તેની લોટિસ એન્થાલ્પી કરતાં વધારે હોવી જોઈએ, જેથી દ્રાવકયોજન એન્થાલ્પી વડે લોટિસ એન્થાલ્પીની ઉપરવટ જઈ શકાય. દરેક ક્ષારને પોતાની લાક્ષણિક દ્રાવ્યતા હોય છે, જેનો આધાર તાપમાન પર હોય છે. આપણે ક્ષારને તેમની દ્રાવ્યતાના આધારે નીચેના ત્રણ વિભાગોમાં વર્ગીકૃત કરી શકીએ.

વિભાગ I	દ્રાવ્ય	દ્રાવ્યતા > 0.1M
વિભાગ II	ઓછું દ્રાવ્ય	0.01M < દ્રાવ્યતા < 0.1M
વિભાગ III	અલ્પદ્રાવ્ય	દ્રાવ્યતા < 0.01M

હવે આપણે અલ્પદ્રાવ્ય આયનીય ક્ષાર અને તેના સંતુલન જલીય દ્રાવક વચ્ચેનું સંતુલન ગણતરીમાં લઈશું.

7.13.1 દ્રાવ્યતા ગુણોત્તર અચળાંક (Solubility Product Constant)

ધારો કે હવે આપણી પાસે બેરિયમ સલ્ફિટ જેવો ઘન તેના સંતુલન જલીય દ્રાવક સાથે સંપર્કમાં છે. નહિ ઓગળેલા ઘન અને સંતુલન દર્શાવણમાંના આયન વચ્ચે સંતુલન નીચેના સમીકરણથી દર્શાવી શકાય.



સંતુલન અચળાંક નીચેના સમીકરણથી આપી શકાય :

$$K = \{[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]\} / [\text{BaSO}_4]$$

શુદ્ધ ઘન પદાર્થ માટે તેની સાંક્રતા અચળ રહે છે અને આપણે લખી શકીએ કે,

$$K_{sp} = K[\text{BaSO}_4] = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] \quad (7.43)$$

K_{sp} ને આપણે દ્રાવ્યતા ગુણોત્તર અચળાંક અથવા સાદી રીતે દ્રાવ્યતા ગુણોત્તર કહીશું. ઉપરના સમીકરણનું પ્રાયોગિક મૂલ્ય 298 K તાપમાને 1.1×10^{-10} છે. આનો અર્થ એમ છે કે ઘન બેરિયમ સલ્ફિટ તેના સંતુલન જલીય દ્રાવક સાથે સંતુલનમાં છે અને બેરિયમ અને સલ્ફિટ આયનોની સાંક્રતાનો ગુણોત્તર તેનો દ્રાવ્યતા ગુણોત્તર અચળાંક છે. બન્ને આયનોની સાંક્રતા બેરિયમ સલ્ફિટની મોલર સાંક્રતા બરાબર થશે. જો મોલર દ્રાવ્યતા S હોય તો,

$$1.1 \times 10^{-10} = (S)(S) = S^2$$

$$\text{અથવા } S = 1.05 \times 10^{-5}$$

આમ, બેરિયમ સલ્ફિટની મોલર સાંક્રતા 1.05×10^{-5} mol L⁻¹ છે.

ક્ષાર વિયોજન દરમિયાન બે અથવા બેથી વધારે ઋણાયન અને ધનાયન આપણે જે જુદા ભાર ધરાવતા હોય. ઉદાહરણ તરીકે, જિરકોનિયમ ફોસ્ફેટ જેનું આણવીય સૂત્ર $(\text{Zr}^{4+})_3(\text{PO}_4^{3-})_4$ છે તે ક્ષારને ધ્યાનમાં લઈએ. તે ઋણ જિરકોનિયમ ધનાયન જેનો ભાર +4 અને ચાર ફોસ્ફેટ ઋણાયન જેનો ભાર -3 છે તે આપે છે. ધારો કે જિરકોનિયમ ફોસ્ફેટની મોલર સાંક્રતા S છે તો, સંયોજનની તત્વોયગમિતિ પરથી લખી શકાય કે,

$$[\text{Zr}^{4+}] = 3S \text{ અને } [\text{PO}_4^{3-}] = 4S$$

$$\text{અને } K_{sp} = (3S)^3 (4S)^4 = 6912 (S)^7$$

$$\text{અથવા } S = \{K_{sp} / (3^3 \times 4^4)\}^{1/7} = (K_{sp} / 6912)^{1/7}$$

એક ઘન ક્ષાર જેનું સામાન્ય સૂત્ર $M_x^{p+} X_y^{q-}$ છે તેના સંતુલન દ્વારા સાથેના સંતુલનમાં મોલર દ્વાર્યતા S છે, તો નીચેના સમીકરણમાં તે દર્શાવી શકાય :



$$(જ્યાં, x \times p^+ = y \times q^-)$$

અને તેનો દ્વાર્યતા ગુણકાર અચળાંક નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$K_{sp} = [M^{p+}]^x [X^{q-}]^y = (xS)^x (yS)^y \quad (7.44)$$

$$= x^x \cdot y^y \cdot S^{(x+y)}$$

$$S^{(x+y)} = K_{sp} / x^x \cdot y^y$$

$$S = (K_{sp} / x^x \cdot y^y)^{1/(x+y)} \quad (7.45)$$

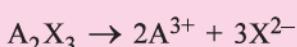
K_{sp} પર્યાયને Q_{sp} વડે સમીકરણમાં લઈ શકાય (વિભાગ 7.6.2) જ્યારે એક અથવા વધારે સ્પીસિઝની સાંક્રતા સંતુલન સાંક્રતા બારાબર નથી. સ્વાભાવિક રીતે સંતુલન પરિસ્થિતિમાં $K_{sp} = Q_{sp}$ થવી જોઈએ, પરંતુ તે સિવાય તે અવક્ષેપન પ્રક્રિયા થશે કે વિલયન પ્રક્રિયા થશે તેની દિશા સૂચવે છે. ઘણા બધા સામાન્ય ક્ષારના દ્વાર્યતા ગુણકાર અચળાંક 298K તાપમાને કોષ્ટક 7.9માં આપેલ છે.

કોષ્ટક 7.26

A_2X_3 ની દ્વાર્યતા શુદ્ધ પાણીમાં ગણો. એમ ધારી લો કે કોઈ પણ પ્રકારનો આયન પાણી સાથે પ્રક્રિયા કરતો નથી.

A_2X_3 નો દ્વાર્યતા ગુણકાર $K_{sp} = 1.1 \times 10^{-23}$ છે.

ઉકેલ :



$$K_{sp} = [A^{3+}]^2 [X^{2-}]^3 = 1.1 \times 10^{-23}$$

ધારો કે S = A_2X_3 ની દ્વાર્યતા તો,

$$[A^{3+}] = 2S; [X^{2-}] = 3S$$

$$\text{આથી, } K_{sp} = (2S)^2 (3S)^3 = 108S^5$$

$$= 1.1 \times 10^{-25}$$

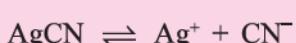
$$\text{આથી, } S^5 = 1 \times 10^{-25}$$

$$S = 1.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L.}$$

કોષ્ટક 7.27

બે અલ્પદ્વાર્ય ક્ષાર $Ni(OH)_2$ અને $AgCN$ ના K_{sp} ના મૂલ્યો અનુક્રમે 2.0×10^{-15} અને 6×10^{-17} છે. કયો ક્ષાર વધારે દ્વાર્ય હશે ? સમજાવો.

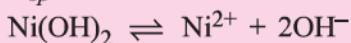
ઉકેલ :



કોષ્ટક 7.9 ક્રેટલાક સામાન્ય આયનીય ક્ષારોના 298 K તાપમાને દ્વાર્યતા ગુણકાર અચળાંક

ક્ષારનું નામ	સૂત્ર	K_{sp}
સિલ્વર બ્રોમાઇડ	AgBr	5.0×10^{-13}
સિલ્વર કાર્બોનેટ	Ag ₂ CO ₃	8.1×10^{-12}
સિલ્વર ક્રોમેટ	Ag ₂ CrO ₄	1.1×10^{-12}
સિલ્વર ક્લોરાઇડ	AgCl	1.8×10^{-10}
સિલ્વર આયોડાઇડ	Agl	8.3×10^{-17}
સિલ્વર સલ્ફાઇટ	Ag ₂ SO ₄	1.4×10^{-5}
અલ્યુમિનિયમ હાઈડ્રોક્સાઇડ	Al(OH) ₃	1.3×10^{-33}
બેરિયમ કોર્મેટ	BaCrO ₄	1.2×10^{-10}
બેરિયમ ક્લોરાઇડ	BaF ₂	1.0×10^{-6}
બેરિયમ સલ્ફાઇટ	BaSO ₄	1.1×10^{-10}
ક્રોલિયમ કાર્બોનેટ	CaCO ₃	2.8×10^{-9}
ક્રોલિયમ ફ્લોરાઇડ	CaF ₂	5.3×10^{-9}
ક્રોલિયમ હાઈડ્રોક્સાઇડ	Ca(OH) ₂	5.5×10^{-6}
ક્રોલિયમ ઓક્લેલેટ	CaC ₂ O ₄	4.0×10^{-9}
ક્રોલિયમ સલ્ફાઇટ	CaSO ₄	9.1×10^{-6}
કેરાયિમ હાઈડ્રોક્સાઇડ	Cd(OH) ₂	2.5×10^{-14}
કેરાયિમ સલ્ફાઇટ	CdS	8.0×10^{-27}
કોમિક હાઈડ્રોક્સાઇડ	Cr(OH) ₃	6.3×10^{-31}
ક્રૂપ્રસ બ્રોમાઇડ	CuBr	5.3×10^{-9}
ક્રૂપ્રસ કાર્બોનેટ	CuCO ₃	1.4×10^{-10}
ક્રૂપ્રસ ક્લોરાઇડ	CuCl	1.7×10^{-6}
ક્રૂપ્રિક હાઈડ્રોક્સાઇડ	Cu(OH) ₂	2.2×10^{-20}
ક્રૂપ્રસ આયોડાઇડ	CuI	1.1×10^{-12}
ક્રૂપ્રિક સલ્ફાઇટ	CuS	6.3×10^{-36}
ફેરસ કાર્બોનેટ	FeCO ₃	3.2×10^{-11}
ફેરસ હાઈડ્રોક્સાઇડ	Fe(OH) ₂	8.0×10^{-16}
ફેરિક હાઈડ્રોક્સાઇડ	Fe(OH) ₃	1.0×10^{-38}
ફેરસ સલ્ફાઇટ	FeS	6.3×10^{-18}
મરક્યુરસ બ્રોમાઇડ	Hg ₂ Br ₂	5.6×10^{-23}
મરક્યુરસ ક્લોરાઇડ	Hg ₂ Cl ₂	1.3×10^{-18}
મરક્યુરસ આયોડાઇડ	Hg ₂ I ₂	4.5×10^{-29}
મરક્યુરસ સલ્ફાઇટ	Hg ₂ SO ₄	7.4×10^{-7}
મરક્યુરિક સલ્ફાઇટ	HgS	4.0×10^{-53}
મેનેશિયમ કાર્બોનેટ	MgCO ₃	3.5×10^{-8}
મેનેશિયમ ફ્લોરાઇડ	MgF ₂	6.5×10^{-9}
મેનેશિયમ હાઈડ્રોક્સાઇડ	Mg(OH) ₂	1.8×10^{-11}
મેનેશિયમ ઓક્લેલેટ	MgC ₂ O ₄	7.0×10^{-7}
મંગેનિઝ કાર્બોનેટ	MnCO ₃	1.8×10^{-11}
મંગેનિઝ સલ્ફાઇટ	MnS	2.5×10^{-13}
નિકલ હાઈડ્રોક્સાઇડ	Ni(OH) ₂	2.0×10^{-15}
નિકલ સલ્ફાઇટ	NiS	4.7×10^{-5}
લેડ બ્રોમાઇડ	PbBr ₂	4.0×10^{-5}
લેડ કાર્બોનેટ	PbCO ₃	7.4×10^{-14}
લેડ ક્લોરાઇડ	PbCl ₂	1.6×10^{-5}
લેડ ફ્લોરાઇડ	PbF ₂	7.7×10^{-8}
લેડ હાઈડ્રોક્સાઇડ	Pb(OH) ₂	1.2×10^{-15}
લેડ આયોડાઇડ	PbI ₂	7.1×10^{-9}
લેડ સલ્ફાઇટ	PbSO ₄	1.6×10^{-8}
લેડ સલ્ફાઇટ	PbS	8.0×10^{-28}
સ્ટેનસ હાઈડ્રોક્સાઇડ	Sn(OH) ₂	1.4×10^{-28}
સ્ટેનસ સલ્ફાઇટ	SnS	1.0×10^{-25}
સ્ટ્રોન્યુશિયમ કાર્બોનેટ	SrCO ₃	1.1×10^{-10}
સ્ટ્રોન્યુશિયમ ફ્લોરાઇડ	SrF ₂	2.5×10^{-9}
સ્ટ્રોન્યુશિયમ સલ્ફાઇટ	SrSO ₄	3.2×10^{-7}
થેલસ બ્રોમાઇડ	TlBr	3.4×10^{-6}
થેલસ ક્લોરાઇડ	TlCl	1.7×10^{-4}
થેલસ આયોડાઇડ	TlI	6.5×10^{-8}
નિક કાર્બોનેટ	ZnCO ₃	1.4×10^{-11}
નિક હાઈડ્રોક્સાઇડ	Zn(OH) ₂	1.0×10^{-15}
નિક સલ્ફાઇટ	ZnS	1.6×10^{-24}

$$K_{sp} = [Ag^+][CN^-] = 6 \times 10^{-17}$$



$$K_{sp} = [Ni^{2+}][OH^-]^2 = 2 \times 10^{-15}$$

$$\text{ધારો } \Rightarrow [Ag^+] = S_1, \text{ તો } [CN^-] = S_1$$

$$\text{ધારો } \Rightarrow [Ni^{2+}] = S_2, \text{ તો } [OH^-] = 2S_2$$

$$S_1^2 = 6 \times 10^{-17}, S_1 = 7.8 \times 10^{-9}$$

$$(S_2)(2S_2)^2 = 2 \times 10^{-15}, S_2 = 0.58 \times 10^{-4}$$

$Ni(OH)_2, AgCN$ કરતાં વધારે દ્રાવ્ય છે.

7.13.2 આયનીય ક્ષારની દ્રાવ્યતા પર સમાન આયન અસર (Common Ion Effect on Solubility of Ionic Salts)

લ શેટેલિયરના સિદ્ધાંત પરથી એ અપેક્ષિત છે કે જો કોઈ પણ આયનની સાંક્રતા વધારવામાં આવે તો તે તેનાથી વિરુદ્ધ ભારવાળા આયન સાથે સંયોજાય અને જ્યાં સુધી $K_{sp} = Q_{sp}$ નહિ થાય ત્યાં સુધી ક્ષાર અવક્ષેપિત થશે. એ જ પ્રમાણે, કોઈ પણ આયનની સાંક્રતા ઘટાડવામાં આવે તો વધારે ક્ષાર ઓગળશે અને બન્ને આયનોની સાંક્રતા જ્યાં સુધી $K_{sp} = Q_{sp}$ નહિ થાય ત્યાં સુધી ઓગળશે. આ દ્રાવ્ય ક્ષાર જેવા કે સોઝિયમ કલોરાઇડને લાગુ પાડી શકાય છે, ફરક એટલો છે કે આયનોની ઉંચી સાંક્રતાએ આપણે Q_{sp} અભિકલ્પનામાં મોલારિટીને બદલે સક્રિયતા (activity) ગણીએ છીએ. આમ, જો આપણે સોઝિયમ કલોરાઇડનું સંતૃપ્ત દ્રાવણ લઈએ અને તેમાંથી HCl વાયુ પસાર કરીએ તો સોઝિયમ કલોરાઇડ અવક્ષેપિત થશે કારણ કે HClના વિયોજનથી મળતા કલોરાઇડ આયનની સાંક્રતા (સક્રિયતા) વધી જશે. આ રીતે મેળવેલ સોઝિયમ કલોરાઇડ ખૂબ જ ઉંચી શુદ્ધતા ધરાવે છે અને આપણે સોઝિયમ અને મેળનેશિયમ સલ્ફેટ જેવી અશુદ્ધિઓને દૂર કરી શકીએ છીએ. સમાન આયન અસરનો ઉપયોગ ભારમાપક પૃથક્કરણ માટે દ્રાવ્યતા ગુણાકારનું મૂલ્ય ઘણું ઓછું હોય તેવા આયનનું સંપૂર્ણ અવક્ષેપન તેના અલ્યદ્રાવ્ય ક્ષારને મેળવવામાં થાય છે. આથી આપણે સિલ્વર આયનને સિલ્વર કલોરાઇડ તરીકે, ફેરિક આયનને તેના હાઇડ્રોક્સાઇડ (અથવા જલયુક્ત ફેરિક ઓક્સાઇડ) અને બેરિયમ આયનને તેના સલ્ફેટ સર્વરૂપે જથ્થાત્મક પૃથક્કરણમાં અવક્ષેપિત કરી શકીએ છીએ.

કોયડો 7.28

$Ni(OH)_2$ ની 0.10 M NaOHમાં મોલર દ્રાવ્યતા ગણો. $Ni(OH)_2$ નો આયનીય ગુણાકાર 2.0×10^{-15} છે.

ઉકેલ :

ધારો કે $Ni(OH)_2$ ની દ્રાવ્યતા S છે. S mol/L $Ni(OH)_2$ ના વિલયન માટે S mol/L Ni^{2+} અને 2S mol/L OH^- ની જરૂર

પડ્શે. પણ OH^- ની કુલ સાંક્રતા $(0.10 + 2S)$ mol/L, કારણ કે દ્રાવણ 0.10 mol/L OH^- તો $NaOH$ માંથી હાજર છે જ.

$$K_{sp} = 2.0 \times 10^{-15} = [Ni^{2+}][OH^-]^2 \\ = (S)(0.10 + 2S)^2$$

$$K_{sp} \text{ નું મૂલ્ય ઓછું છે. } 2S \ll 0.10,$$

$$\text{આમ, } (0.10 + 2S) \approx 0.10$$

આથી,

$$2.0 \times 10^{-15} = S(0.10)^2$$

$$S = 2.0 \times 10^{-13} \text{ M} = [Ni^{2+}]$$

નિર્ભળ એસિડના ક્ષાર જેવા કે ફોસ્ફેટની દ્રાવ્યતા નીચા pH મૂલ્યે વધે છે. આનું કારણ એ છે કે નીચા pH મૂલ્યે જ્ઞાયનની સાંક્રતા પ્રોટોન સાથે જોડાવું કારણે ઘટે છે આને પરિણામે ક્ષારની દ્રાવ્યતા વધે છે જેથી $K_{sp} = Q_{sp}$ થશે. આપણે બે સંતુલનો એક સાથે સંતોષવા પડશે. એટલ કે,

$$K_{sp} = [M^+][X^-],$$



$$K_a = \frac{[H^+(aq)][X^-(aq)]}{[HX(aq)]}$$

$$[X^-]/[HX] = K_a/[H^+]$$

બન્ને બાજુનું વ્યસ્ત લઈને 1 ઉમેરતાં,

$$\frac{[HX]}{[X^-]} + 1 = \frac{[H^+]}{K_a} + 1$$

$$\frac{[HX] + [X^-]}{[X^-]} = \frac{[H^+] + K_a}{K_a}$$

હવે ફરીથી વ્યસ્ત લેતાં, આપણને મળશે.

$[X^-]/\{[X^-] + [HX]\} = f = K_a/(K_a + [H^+])$ અને એ સ્પષ્ટ થાય છે pH ઘટે છે તેમ 'f' ઘટે છે. જો આપેલ pH મૂલ્યે ક્ષારની દ્રાવ્યતા S હોય તો,

$$K_{sp} = [S][fS] = S^2 \{K_a / (K_a + [H^+])\} \text{ અને}$$

$$S = \{K_{sp} ([H^+] + K_a) / K_a\}^{1/2} \quad (7.46)$$

આમ $[H^+]$ માં વધારાથી અથવા pH મૂલ્યમાં ઘટાડાથી દ્રાવ્યતા Sમાં વધારો થશે.

સારાંશ

જ્યારે પ્રવાહી સ્વરૂપમાંથી નીકળી બાખ્ય સ્વરૂપમાં જતાં અણુઓની સંખ્યા તથા બાખ્ય સ્વરૂપમાંથી પ્રવાહી સ્વરૂપમાં જતાં અણુઓની સંખ્યા સરખી થાય ત્યારે સંતુલન પ્રાપ્ત થયું છે તેમ કહેવાય છે અને તે સ્વભાવે ગતિશીલ હોય છે. સંતુલન ભૌતિક અને રાસાયણિક બન્ને પ્રકમો માટે પ્રાપ્ત કરી શકાય છે અને આ તબક્કે પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયાના દર (વેગ) સરખાં થાય છે. સંતુલન અચળાંક K_p ને દર્શાવવા માટે નીપજોની સાંક્રતાના ગુણાકારને પ્રક્રિયકોની સાંક્રતાના ગુણાકાર વડે ભાગવામાં આવે છે અને પર્યાયને તત્ત્વયોગમિત્ય ગુણાંકના ઘાતાંકમાં મૂકવામાં આવે છે.



$$\text{માટે } K_p = [C]^c[D]^d/[A]^a[B]^b$$

સંતુલન અચળાંક નિશ્ચિત કરેલા તાપમાને અચળ મૂલ્ય હોય છે અને આ તબક્કે બધા જ સ્થૂળદર્શિય ગુણધર્મો જેવાં કે સાંક્રતા, દબાણ વગેરે અચળ થાય છે. વાયુમય પ્રક્રિયા માટે સંતુલન અચળાંક K_p વડે દર્શાવાય છે અને તેને K_c માટે દર્શાવેલા સાંક્રતા પર્યાયોની સાથે આંશિક દબાણના પર્યાયોથી દર્શાવાય છે. પ્રક્રિયાની દિશા પ્રક્રિયા ભાગફળ (Quotient) Q_c ના પ્રાક્કથનથી નક્કી કરી શકાય છે. ભાગફળનું મૂલ્ય સંતુલને K_c જેટલું હોય છે. લ શૉટેલિયરનો સિદ્ધાંત નિવેદિત કરે છે કે જ્યારે તાપમાન, દબાણ કે સાંક્રતા જેવા પરિબળમાં ફેરફાર કરવામાં આવે તો પ્રક્રિયા સંતુલનને એવી દિશામાં ધકેલે છે કે જેથી અસરનો સામનો કરે (counteract) અથવા ઘટાડે. તેનો ઉપયોગ સંતુલનની દિશા પર સાંક્રતા, દબાણ, તાપમાન, ઉદ્દીપક કે નિર્ધિય વાયુઓની અસરના અભ્યાસ માટે ઉપયોગ કરી શકાય. તે આ પ્રક્રિયા મિશ્રણના ઘટાડાને અસર કરતું નથી, પરંતુ ઉદ્દીપક પ્રક્રિયકોમાંથી નીપજો મેળવવામાં અથવા નીપજોમાંથી પ્રક્રિયકો મેળવવા માટે નવા વધુ નીચી ઊર્જવાળા માર્ગો પ્રાપ્ત કરી આપી શકે છે.

બધા જ પદાર્થો જે જલીય દ્રાવણોમાં વિદ્યુતનું વહન કરે છે તેને વિદ્યુતવિભાજ્યો કહે છે. એસિડ, બેઇઝ અને ક્ષાર વિદ્યુતવિભાજ્યો છે અને તેમના જલીય દ્રાવણો દ્વારા વિદ્યુતનું વહન વિદ્યુતવિભાજ્યોનું જલીય દ્રાવણમાં વિયોજન અથવા આયનીકરણને લીધે ઉત્પન્ન થતા ધનાયન અને ઋણાયનને કારણે હોય છે. પ્રબળ વિદ્યુતવિભાજ્યો સંપૂર્ણ વિયોજિત થાય છે. નિર્બળ વિદ્યુતવિભાજ્યોમાં આયનો અને અવિયોજિત વિદ્યુતવિભાજ્ય અણુઓ વચ્ચે સંતુલન હોય છે. આર્હનિયસના મત પ્રમાણે એસિડ તેમના જલીય દ્રાવણમાં હાઈડ્રોજન આયન અને બેઇઝ તેમના જલીય દ્રાવણમાં હાઈડ્રોક્સિલ આયન આપે છે, જ્યારે બીજી બાજુ બ્રોન્સ્ટેડ-લોરી વાદ એસિડને પ્રોટોનદાતા અને બેઇઝને પ્રોટોનગ્રાહી (સ્વીકારનાર) કહે છે, જ્યારે બ્રોન્સ્ટેડ-લોરી એસિડ બેઇઝ સાથે પ્રક્રિયા કરે છે ત્યારે સંયુગમ બેઇઝ અને જે બેઇઝ સાથે પ્રક્રિયા કરે છે તેને અનુરૂપ સંયુગમ એસિડ ઉત્પન્ન કરે છે. આમ એસિડ-બેઇઝની સંયુગમ જોડ માત્ર પ્રોટોનનો તફાવત ધરાવે છે. લુદ્દિસે આગળ ઉપર વ્યાખ્યાનું સામાન્યીકરણ કર્યું અને જણાવ્યું કે એસિડ એટલે ઈલેક્ટ્રોન યુગમ સ્વીકારનાર અને બેઇઝ એટલે ઈલેક્ટ્રોન યુગમદાતા. નિર્બળ એસિડ અને નિર્બળ બેઇઝના આયનીકરણ અચળાંક (સંતુલન અચળાંક) અનુક્રમે (K_a) અને (K_b) આર્હનિયસની વ્યાખ્યાનો ઉપયોગ કરી ઉપયોગ. આયનીકરણ અંશ અને તેની સાંક્રતા પર તથા સમાન આયનની અસરની ચર્ચા કરી. હાઈડ્રોજન આયનની સાંક્રતા અથવા સાર્કેયતા માટે pH માપકમ (pH = $-\log[H^+]$) દાખલ કર્યો અને તેના ઉપયોગ અન્ય જથ્થાઓ ($pOH = -\log[OH^-]$); $pK_a = -\log[K_a]$; $pK_b = -\log[K_b]$ અને $pK_w = -\log[K_w]$ વગેરે) માટે વિકસાવ્યો. પાણીના આયનીકરણને પણ ધ્યાનમાં લેવાયું અને આપણે જાડીએ છીએ કે $pH + pOH = pK_w$ હુમેશાં સંતોષાય છે. પ્રબળ એસિડ અને નિર્બળ બેઇઝનો ક્ષાર જલીય દ્રાવણમાં જળવિભાજન પ્રક્રિયા કરે છે. બફર દ્રાવણોની વ્યાખ્યા અને તેમની અગત્ય ટૂકમાં ચર્ચી છે. અલ્યુદ્રાવ્ય ક્ષારોના દ્રાવ્યતા સંતુલનની ચર્ચા પણ કરેલી છે અને સંતુલન અચળાંકને દ્રાવ્યતા ગુણાકાર અચળાંક (K_{sp}) તરીકે સમજાવેલ છે. K_{sp} નો દ્રાવ્યતા સાથે સંબંધ પણ પ્રસ્થાપિત કરવામાં આવ્યો છે. ક્ષારોને તેમના દ્રાવણમાંથી અવક્ષેપિત કરવા માટેની શરતો અથવા તેમના પાણીમાં દ્રાવ્યતા અંગે પણ ગણતરીએ દર્શાવ્યેલ છે. સમાન આયનની અસર અલ્યુદ્રાવ્ય ક્ષારોની દ્રાવ્યતા અંગે પણ ચર્ચા કરવામાં આવી છે.

વિદ્યાર્થીઓ માટે આ એકમને લગતી સૂચિત્ર પ્રવૃત્તિઓ

- (a) વિદ્યાર્થી pH પેપરના ઉપયોગ પ્રાય્ જુદા જુદા શક્ભાજી અને ફળો, તાજા જ્યુસ, ઠંડાપીણા, શરીરમાંના દ્વારા અને પાણીના નમૂનાઓની pH માપવા માટે કરી શકે છે.
- (b) pH પેપરનો ઉપયોગ કરી જુદા જુદા ક્ષારના દ્રાવણોની pH નક્કી કરી શકે છે અને તેમાંથી તે/તેણી નક્કી કરી શકે છે કે આ ક્ષાર પ્રબળ/નિર્બળ એસિડ અને પ્રબળ / નિર્બળ બેઇઝમાંથી બન્યા છે.
- (c) વિદ્યાર્થીઓ એસિટિક એસિડ અને સોડિયમ એસિટેટના દ્રાવણોને મિશ્ર કરીને કેટલાક બદ્ધ દ્રાવણો બનાવી શકે છે અને તેનો ઉપયોગ pH પેપર વડે તેમની pH માપવા માટે કરી શકે છે.
- (d) તેમને જુદા જુદા સૂચકો આપવા જોઈએ જેથી તેઓ જુદી જુદી pH વાળા દ્રાવણોમાં મળતાં રંગનું અવલોકન કરી શકે.
- (e) તેઓ સૂચક વાપરીને કેટલાક એસિડ-બેઇઝ અનુમાપન પણ કરી શકે છે.
- (f) તે અલ્યુન્નાય ક્ષારોની દ્રાવ્યતા પર સમાન આયનની અસરના અવલોકન કરી શકે છે.
- (g) જો તેમની શાળામાં pH મીટર પ્રાય્ હોય તો કેટલાક દ્રાવણની pH તેનાથી માપે અને મળેલા મૂલ્યોને pH પેપરના ઉપયોગથી મેળવેલ મૂલ્યો સાથે સરખાવે.

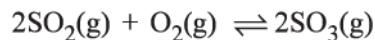
સ્વાધ્યાય

7.1 એક પ્રવાહી નિશ્ચિત તાપમાને એક સીલ કરેલ (sealed) પાત્રમાં તેની બાય્ધ સાથે સંતુલનમાં છે. પાત્રનું કદ એકદમ જ વધી ગયું.

- (a) બાય્ધદબાણ પર આ ફેરફારની શું પ્રારંભિક અસર હશે ?
- (b) બાય્ધિકલવન અને સંઘનનના દર પ્રારંભિક રીતે બદલાશે ?
- (c) જો અંતે સંતુલન પુનઃસ્થાપિત થાય તો અંતિમ બાય્ધદબાણ કેટલું હશે ?

7.2 નીચેના સંતુલન માટે K_c નું મૂલ્ય કેટલું થશે, જ્યારે દરેક પદાર્થની સંતુલન સાંક્રતા નીચે પ્રમાણે છે :

$$[\text{SO}_2] = 0.60\text{M}, [\text{O}_2] = 0.82\text{M} \text{ અને } [\text{SO}_3] = 1.90\text{M} ?$$



7.3 અમૃક તાપમાને અને કુલ દબાણ 10^5Pa એ આયોડિન બાય્ધની સાંક્રતા કદથી 40 % I પરમાણુ ધરાવે છે.



સંતુલન માટે K_p ગણો.

7.4 નીચેની દરેક પ્રક્રિયા માટે સંતુલન અચળાંક K_c માટેના સૂત્રો દર્શાવો :

- (i) $2\text{NOCl}(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
- (ii) $2\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{CuO}(\text{s}) + 4\text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
- (iii) $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{aq})$
- (iv) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{OH}^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$
- (v) $\text{I}_2(\text{s}) + 5\text{F}_2 \rightleftharpoons 2\text{IF}_5$

7.5 નીચેની દરેક પ્રક્રિયા માટે K_p ના મૂલ્યમાંથી K_c નું મૂલ્ય મેળવો :

- (i) $2\text{NOCl}(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}); K_p = 1.8 \times 10^{-2}; 500\text{ K}$ તાપમાને
- (ii) $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}); K_p = 167; 1073\text{ K}$ તાપમાને

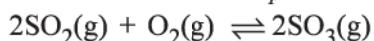
7.6 નીચેની પ્રક્રિયા માટે સંતુલન અચળાંક $K_c = 6.3 \times 10^{14}; 1000\text{ K}$ તાપમાને છે.



બન્ને પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયાઓ સંતુલનમાં પ્રાથમિક રીતે (elementary) દ્વિઆણીય છે.

પ્રતિગામી પ્રક્રિયા માટે K_c કેટલો હશે ?

- 7.7 संतुलन अचणांकनी रजूआत लभती वर्खते शा माटे शुद्ध प्रवाही अने घनने (अचण) अवगाशवामां आवे छे ?
- 7.8 N_2 अने O_2 वब्ये नीचे प्रमाणे प्रक्रिया थाय छे : $2N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2N_2O(g)$
जो $0.482\text{ mol } N_2$ अने $0.933\text{ mol } O_2$ ना भिश्राणे 10 L ना प्रक्रिया पात्रमां लेवामां आवे अने तेमांथी N_2O बनवा देवामां आवे ए तापमाने के ज्यारे तेना K_p नु भूल्य 2.0×10^{-37} छे. संतुलन भिश्राणनु घटक प्रमाणे नक्की करो.
- 7.9 नाईट्रिक ओक्साईड Br_2 साथे प्रक्रिया करे छे अने नीचे आपेली प्रक्रिया प्रमाणे नाईट्रोसील भ्रोमाईड आपे छे : $2NO(g) + Br_2(g) \rightleftharpoons 2NOBr(g)$
ज्यारे $0.087\text{ mol } NO$ अने $0.0437\text{ mol } Br_2$ ने एक बंध पात्रमां अचण तापमाने भिश करवामां आवे छे, त्यारे $0.0518\text{ mol } NOBr$ संतुलने मणे छे. NO अने Br_2 ना संतुलन जच्छा (amount) नक्की करो.
- 7.10 आपेल प्रक्रिया माटे संतुलन समये $450K$ तापमाने $K_p = 2.0 \times 10^{10}/\text{bar}$ छे.



आ तापमाने K_c केटलो हशे ?

- 7.11 $HI(g)$ ना एक नमूनाने फ्लास्कमां 0.2 atm दबाणे लेवामां आवेल छे. संतुलने $HI(g)$ नु आंशिक दबाण 0.04 atm छे. आपेल संतुलन माटे K_p केटलो थशे ?

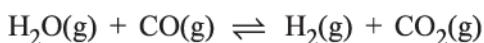


- 7.12 500 K तापमाने $1.57\text{ mol } N_2$, $1.92\text{ mol } H_2$ अने $8.13\text{ mol } NH_3$ ना भिश्राणे 20 L ना प्रक्रिया पात्रमां दाखल करवामां आव्या. आ तापमाने संतुलन अचणांक K_c , $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ प्रक्रिया माटे 1.7×10^2 छे. प्रक्रिया भिश्राण संतुलनमां छे ? जो ना तो चोझ्यी (net) प्रक्रियानी दिशा कर्छि हशे ?

- 7.13 वायुमय प्रक्रिया माटे संतुलन अचणांकनु सूत्र छे : $K_c = \frac{[NH_3]^4 [O_2]^5}{[NO]^4 H_2O^6}$

आ सूत्रने अनुरूप संतुलित रासायणिक समीकरण लखो.

- 7.14 एक मोल H_2O एक मोल CO , 10 L पात्रमां लेवामां आवेल छे अने 725 K तापमाने गरम करवामां आवेल छे. संतुलने 40% पाणी (दण्ठी) CO साथे नीचेनी प्रक्रिया प्रमाणे प्रक्रिया करे छे :



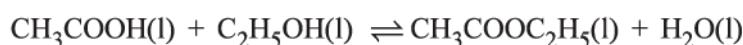
प्रक्रिया माटे संतुलन अचणांक गणो.

- 7.15 700 K तापमाने, $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$
प्रक्रिया माटे संतुलन अचणांक 54.8 छे. जो $0.5\text{ mol L}^{-1} HI(g)$ 700 K तापमाने संतुलनमां हाजर छे. $H_2(g)$ अने $I_2(g)$ नी सांक्रता केटली हशे. जो आपणे एम धारीऐ के 700 K तापमाने $HI(g)$ थी शउआत करी हती.

- 7.16 जो ICl नी प्रारंभिक सांक्रता 0.78 M होय त्यारे संतुलने दरेक पदार्थनी संतुलन सांक्रता केटली हशे ?
 $2ICl(g) \rightleftharpoons I_2(g) + Cl_2(g); K_c = 0.14$
नीचे दर्शाव्या प्रमाणेना संतुलन माटे संतुलन अचणांक 899 K तापमाने $K_p = 0.04\text{ atm}$ छे.
जो तेने 4.0 atm दबाणे एक फ्लास्कमां लेवामां आवे अने संतुलन प्राप्ति माटे राखवामां आवे तो,
 C_2H_6 नी संतुलन सांक्रता केटली हशे ?



- 7.18 ઈથેનોલ અને એસિટિક એસિડ વચ્ચે પ્રક્રિયા થવાથી ઈથાઈલ એસિટેટ બને છે અને તેના સંતુલનને નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :



- (i) આ પ્રક્રિયા માટે સાંક્રતા શુષ્ટોત્તર (પ્રક્રિયા ભાગફળ K_c) લખો. (નોંધ : પાણી વધુ પ્રમાણમાં નથી અને તે પ્રક્રિયામાં દ્રાવક પણ નથી.)
- (ii) 293 K તાપમાને કોઈ વક્તિ 1.00 mol એસિટિક એસિડ અને 0.18 mol ઈથેનોલ લઈને પ્રક્રિયા શરૂ કરે છે. અંતિમ સંતુલન મિશ્રણમાં 0.171 mol ઈથાઈલ એસિટેટ છે. સંતુલન અચળાંક ગણો.
- (iii) 0.5 mol ઈથેનોલ અને 1.0 mol એસિટિક એસિડ લઈને શરૂઆત કરતાં અને તાપમાન 293 K જાળવી રાખતા થોડા સમય પછી 0.214 mol ઈથાઈલ એસિટેટ મળો. શું સંતુલન પ્રાપ્ત થયું હશે ?
- 7.19 શુદ્ધ PCl_5 નો એક નમૂનો શૂન્યાવકાશ કરેલા પાત્રમાં 473 K તાપમાને દાખલ કરવામાં આવ્યો. સંતુલન પ્રાપ્ત થયા બાદ PCl_5 ની સાંક્રતા $0.5 \times 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$ જાણવા મળી. જો K_c નું મૂલ્ય 8.3×10^{-3} હોય તો સંતુલને PCl_3 અને Cl_2 ની સાંક્રતા કેટલી હશે ?



- 7.20 આર્યન્ના અયસ્કમાંથી આર્યન્ના ઉત્પાદનની એક પદ્ધતિમાં આર્યન્(II)નું કાર્બન મોનોક્સાઇડ વડે રિડક્શન કરવામાં આવે છે, જેથી આર્યન્ ધાતુ અને CO_2 મળે છે.



CO અને CO_2 ના સંતુલને આંશિક દબાણ 1050 K તાપમાને કેટલા હશે ?

પ્રારંભિક આંશિક દબાણ છે : $p_{\text{CO}} = 1.4 \text{ atm}$ અને $p_{\text{CO}_2} = 0.80 \text{ atm}$?

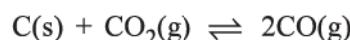
- 7.21 પ્રક્રિયા $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$ માટે 500 K તાપમાને સંતુલિત અચળાંક 500 K તાપમાને $K_c = 0.061$. કોઈ એક સમે પૃથક્કરણ દર્શાવે છે કે સંઘટન મિશ્રણનું પ્રમાણ 3.0 mol L⁻¹ N_2 , 2.0 mol L⁻¹ H_2 અને 0.5 mol L⁻¹ NH_3 છે. શું પ્રક્રિયા સંતુલનમાં છે ? જો ના હોય તો પ્રક્રિયા કઈ દિશામાં જવાનું વલણ દર્શાવશે જેથી સંતુલને પહોંચી શકાય.

- 7.22 બ્રોમિન મોનોક્લોરાઇડ, BrCl બ્રોમિન અને ક્લોરિનમાં સંતુલન પ્રાપ્ત કરે છે.



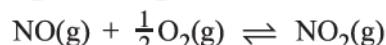
તેને માટે 500 K તાપમાને $K_c = 32$ જો શરૂઆતમાં શુદ્ધ BrCl હાજર હોય અને તેની સાંક્રતા $3.3 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ હોય તો તેની સંતુલને મિશ્રણમાં સાંક્રતા કેટલી હશે ?

- 7.23 1127 K તાપમાને અને 1 atm દબાણે CO અને CO_2 નું મિશ્રણ ઘન કાર્બન સાથે જેમાં દળથી 90.55% CO છે. તેની સાથે સંતુલનમાં છે.



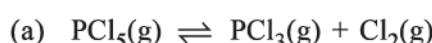
ઉપરના તાપમાને પ્રક્રિયા માટે K_c ગણો.

- 7.24 298 K તાપમાને NO અને O_2 માંથી NO_2 ના સર્જન માટે (a) ΔG° અને (b) સંતુલન અચળાંક ગણો.



જ્યાં, $\Delta_f G^\circ (\text{NO}_2) = 52.0 \text{ kJ/mol}$; $\Delta_f G^\circ (\text{NO}) = 87.0 \text{ kJ/mol}$; $\Delta_f G^\circ (\text{O}_2) = 0 \text{ kJ/mol}$

- 7.25 નીચેના સંતુલનો માટે કદમાં વધારો કરી દબાણમાં ઘટાડો કરવામાં આવ્યો તો પ્રક્રિયા નીપજના મોલની સંખ્યા વધશે, ઘટશે કે સરખી જ રહેશે (બદલાશે નહિ).



- (b) $\text{CaO(s)} + \text{CO}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{CaCO}_3\text{(s)}$

(c) $3\text{Fe(s)} + 4\text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4\text{(s)} + 4\text{H}_2\text{(g)}$

7.26 નીચેનામાંથી કઈ પ્રક્રિયા પર દબાજાના વધારાની અસર પડશે ? એ પણ જગ્ઘાવો કે ફેરફારને લીધે પ્રક્રિયા પુરોગામી કે પ્રતિગામી દિશામાં થશે ?

(i) $\text{COCl}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{CO(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)}$ (ii) $\text{CH}_4\text{(g)} + 2\text{S}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{CS}_2\text{(g)} + 2\text{H}_2\text{S(g)}$

(iii) $\text{CO}_2\text{(g)} + \text{C(s)} \rightleftharpoons 2\text{CO(g)}$ (iv) $2\text{H}_2\text{(g)} + \text{CO(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH(g)}$

(v) $\text{CaCO}_3\text{(s)} \rightleftharpoons \text{CaO(s)} + \text{CO}_2\text{(g)}$ (vi) $4\text{NH}_3\text{(g)} + 5\text{O}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 4\text{NO(g)} + 6\text{H}_2\text{O(g)}$

7.27 નીચેની પ્રક્રિયા માટે 1024 K તાપમાને સંતુલન અચળાંક 1.6×10^5 છે.

$$\text{H}_2\text{(g)} + \text{Br}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{HBr(g)}$$

1024 K તાપમાને જો સીલ કરેલા પાત્રમાં 10.0 bar દબાણે HBr ને દાખલ કરવામાં આવે તો બધા જ વાયુઓના સંતુલન દબાજા શોધો.

7.28 નીચેની ઉભાશોષક પ્રક્રિયા પ્રમાણે કુદરતી વાયુના અંશતઃ ઓક્સિડેશનથી ડાયહાઇડ્રોજન વાયુ મળ્યો છે :

$$\text{CH}_4\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{CO(g)} + 3\text{H}_2\text{(g)}$$

(a) ઉપરની પ્રક્રિયા માટે K_p નું સૂત્ર લખો.
 (b) જો, (i) દબાજા વધારવામાં આવે. (ii) તાપમાન વધારવામાં આવે. (iii) ઉદ્દીપકનો ઉપયોગ કરવામાં આવે. તો K_p ના મૂલ્યો અને સંતુલન ભિશ્રણના સંઘટન (composition) પર શું અસર થશે ?

7.29 નીચેનાની $2\text{H}_2\text{(g)} + \text{CO(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH(g)}$ પ્રક્રિયાના સંતુલન પર અસર વર્ણવો :

(a) H_2 ઉમેરવામાં આવે (b) CH_3OH ઉમેરવામાં આવે
 (c) CO દૂર કરવામાં આવે (d) CH_3OH દૂર કરવામાં આવે.

7.30 473 K તાપમાને ફોસ્ફરસ પેન્ટાક્લોરાઇડ PCl_5 ના વિઘટન માટેનો સંતુલન અચળાંક $K_c = 8.3 \times 10^{-3}$ છે. જો સંતુલન આ પ્રમાણે દર્શાવવામાં આવે તો,

$$\text{PCl}_5\text{(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_3\text{(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \quad \Delta_r \text{H}^\ominus = 124.0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

(a) પ્રક્રિયાના K_c માટેનું સૂત્ર લખો.
 (b) સમાન તાપમાને પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયાના K_c નું મૂલ્ય કેટલું હશે ?
 (c) K_c ઉપર શું અસર પડશે. જો (i) વધારે PCl_5 ઉમેરવામાં આવે. (ii) દબાજા વધારવામાં આવે.
 (iii) તાપમાન વધારવામાં આવે.

7.31 હેબર વિધિમાં વપરાતો ડાયહાઇડ્રોજન કુદરતી વાયુમાંના ભિથેન વાયુ સાથે ઊંચા તાપમાને વરાળ સાથે પ્રક્રિયા કરી મેળવવામાં આવે છે. બે તબક્કાની પ્રક્રિયામાં પ્રથમ તબક્કો CO અને H_2 ના સર્જનનો સમાવેશ કરે છે અને પ્રક્રિયાનો બીજો તબક્કો પ્રથમ તબક્કામાં બનેલો CO જળવાયુમાં વધુ વરાળ સાથે પ્રક્રિયા કરવામાં આવે છે અને પ્રક્રિયા ખસે છે.

$$\text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)}$$

- જો 400°C તાપમાને પ્રક્રિયા પાત્રમાં CO અને વરાળના સરખા મોલર મિશ્રણ લેવામાં આવે જેથી $p_{\text{CO}} = p_{\text{H}_2\text{O}} = 4.0 \text{ bar}$. સંતુલને H_2 નું આંશિક દ્વારા કેટલું હશે ? 400°C તાપમાને $K_p = 10.1$.
- 7.32 નીચેનામાંથી કઈ પ્રક્રિયામાં પ્રક્રિયકો અને નીપજોની સાંક્રતા ગણનાપાત્ર (appreciable) હશે ?
- $\text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{Cl}(\text{g}) K_c = 5 \times 10^{-39}$
 - $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{NO}(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NOCl}(\text{g}) K_c = 3.7 \times 10^8$
 - $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2\text{Cl}(\text{g}) K_c = 1.8$
- 7.33 25°C તાપમાને $3\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{O}_3(\text{g})$ પ્રક્રિયા માટે K_c નું મૂલ્ય 2.0×10^{-50} છે. જો હવામાં O_2 ની સંતુલન સાંક્રતા 1.6×10^{-2} 25°C તાપમાને હોય તો, O_3 ની સાંક્રતા કેટલી હશે ?
- 7.34 $\text{CO}(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ પ્રક્રિયા 1300 K તાપમાને 1L ના ફ્લાસ્કમાં સંતુલને છે. તે ફ્લાસ્કમાં 0.30 mol CO , 0.10 mol H_2 અને 0.02 mol H_2O ઉપરાંત CH_4 નો અણાત જથ્થો ધરાવે છે. મિશ્રણમાં CH_4 ની સાંક્રતા ગણો. આપેલ તાપમાને પ્રક્રિયાનો સંતુલન અચળાંક 3.90 છે.
- 7.35 સંયુગ્મ એસિડ-બેઇઝ યુગ્મ (ઝેડ)નો અર્થ શું છે ? નીચેની સ્પીસિઝ માટે સંયુગ્મ એસિડ/બેઇઝ શોધો :
- HNO_2 , CN^- , HClO_4 , F^- , OH^- , CO_3^{2-} , અને S^{2-}
- 7.36 નીચેનામાંથી કયા લુઈસ એસિડ છે ? H_2O , BF_3 , H^+ અને NH_4^+
- 7.37 બ્રોન્સ્ટેડ એસિડ HF , H_2SO_4 અને HCO_3^- માટે સંયુગ્મ બેઇઝ શું હશે ?
- 7.38 નીચેના બ્રોન્સ્ટેડ બેઇઝ માટે સંયુગ્મ એસિડ લખો : NH_2^- , NH_3 અને HCOO^- .
- 7.39 H_2O , HCO_3^- , HSO_4^- અને NH_3 જેવી સ્પીસિઝ લુઈસ એસિડ અને લુઈસ બેઇઝ તરીકે વર્તી શકે છે. દરેકને માટે અનુરૂપ સંયુગ્મ એસિડ કે બેઇઝ લખો.
- 7.40 નીચેની સ્પીસિઝને લુઈસ એસિડ અને લુઈસ બેઇઝમાં વર્ગીકરણ કરો અને દર્શાવો કે તે કેવી રીતે એસિડ/બેઇઝ તરીકે વર્તે છે : (a) OH^- (b) F^- (c) H^+ (d) BCl_3 .
- 7.41 એક ઠંડા પીણાંનાં નમૂનામાં હાઇડ્રોજન આયનની સાંક્રતા $3.8 \times 10^{-3} \text{ M}$ છે, તેની pH કેટલી હશે ?
- 7.42 સરકો(Vineger)ના નમૂનાનો pH 3.76 છે. તેમાં હાઇડ્રોજન આયનની સાંક્રતા શોધો.
- 7.43 298 K તાપમાને HF , HCOOH અને HCN ના આયનીકરણ અચળાંક અનુકૂળે 6.8×10^{-4} , 1.8×10^{-4} અને 4.8×10^{-9} છે. તેમના અનુરૂપ સંયુગ્મ બેઇઝના આયનીકરણ અચળાંક ગણો.
- 7.44 ફિનોલનો આયનીકરણ અચળાંક 298 K તાપમાને 1.0×10^{-10} છે. 0.05 M ફિનોલના દ્રાવણમાં ફિનોલેટ આયનની સાંક્રતા કેટલી હશે ? જો દ્રાવણ 0.01 M સોડિયમ ફિનોલેટનું હોય તો આયનીકરણ અંશ કેટલો હશે ?
- 7.45 H_2S નો પ્રથમ આયનીકરણ અચળાંક 9.1×10^{-8} છે. તેના 0.1 M દ્રાવણમાં HS^- આયનની સાંક્રતા ગણો. જો આ દ્રાવણમાં 0.1 M HCl હોય તો ગણેલી સાંક્રતા પર શું અસર પડશે. જો H_2S નો બીજો આયનીકરણ અચળાંક 1.2×10^{-13} હોય તો બન્ને પરિસ્થિતિમાં S^{2-} આયનની સાંક્રતા ગણો.
- 7.46 એસિટિક એસિડનો આયનીકરણ અચળાંક 1.74×10^{-5} છે. તેના 0.05 M દ્રાવણમાં વિયોજન અંશ ગણો. દ્રાવણમાં એસિટેટ આયનની સાંક્રતા અને તેની pH ગણો.
- 7.47 એવું જાણવા મળ્યું છે કે એક કાર્બનિક એસિડની તેના 0.01 M સાંક્રતાના દ્રાવણની pH 4.15 છે. એવાયનની સાંક્રતા, એસિડનો આયનીકરણ અચળાંક અને તેનો pK_a ગણો.

- 7.48 સંપૂર્ણ વિયોજન થાય છે એમ ધારીને નીચેના દ્રાવકોની pH ગણો :
 (a) 0.003 M HCl (b) 0.005 M NaOH (c) 0.002 M HBr (d) 0.002 M KOH
- 7.49 નીચેના દ્રાવકોની pH ગણો :
 (a) 2 g TlOH પાણીમાં ઓગાળી 2 લિટર દ્રાવક બનાવ્યું.
 (b) 0.3 g Ca(OH)₂ પાણીમાં ઓગાળી 500 mL દ્રાવક બનાવ્યું.
 (c) 0.3 g NaOH પાણીમાં ઓગાળી 200 mL દ્રાવક બનાવ્યું.
 (d) 13.6 M HClના 1 mLને પાણી વડે મંદ કરી 1 લિટર દ્રાવક બનાવ્યું.
- 7.50 0.1 M ભ્રોમો એસિટિક એસિડ દ્રાવકનો આયનીકરણ અચળાંક 0.132 છે. ભ્રોમો એસિટિક એસિડ દ્રાવકની pH ગણો અને તેનો pK_a પણ ગણો.
- 7.51 0.005M ક્રોડિન ($C_{18}H_{21}NO_3$) દ્રાવકની pH 9.95 છે. તેનો આયનીકરણ અચળાંક ગણો અને pK_b પણ ગણો.
- 7.52 0.001 M એનિલિન દ્રાવકની pH કેટલી હશે ? એનિલિનનો આયનીકરણ અચળાંક કોષ્ટક 7.7માંથી લઈ શકાય છે. દ્રાવકમાં એનિલિનનો આયનીકરણ અંશ ગણો. એનિલિનના સંયુગમ એસિડનો આયનીકરણ અચળાંક પણ ગણો.
- 7.53 જો એસિટિક એસિડના pK_a નું મૂલ્ય 4.74 હોય તો 0.05 M એસિટિક એસિડનો આયનીકરણ અંશ ગણો. જો તેનું દ્રાવક (a) 0.01M HCl અને (b) 0.1M HCl ધરાવતું હોય તો તેનો વિયોજન અંશ કઈ રીતે અસર પામશે ?
- 7.54 ડાયમિથાઇલ એમાઈનનો આયનીકરણ અચળાંક 5.4×10^{-4} છે. તેના 0.02M દ્રાવકમાં તેનો આયનીકરણ અંશ ગણો. જો દ્રાવક 0.1 M NaOH ધરાવતું હોય તો ડાયમિથાઇલ એમાઈનનું કેટલા ટકા આયનીકરણ થયું હશે ?
- 7.55 નીચેના જૈવિક દ્રવમાં હાઇડ્રોજન આયનની સાંક્રતા ગણો જેમના pH આપેલા છે :
 (a) માનવ સ્નાયુ દ્રવ, 6.83 (b) માનવ જઠર દ્રવ, 1.2
 (c) માનવ રૂષિર (લોહી) 7.38 (d) માનવ લાળ, 6.4.
- 7.56 દૂધ, કાળી કોણી, ટામેટાનો જ્યૂસ, લીંબુનો જ્યૂસ અને ઈંડાની સફેદિના pH અનુકૂળ 6.8, 5.0, 4.2, 2.2 અને 7.8 છે. દરેકમાં તેને અનુરૂપ હાઇડ્રોજન આયન સાંક્રતા ગણો.
- 7.57 જો 0.561 g KOH ને પાણીમાં ઓગાળી 298 K તાપમાને 200 mL દ્રાવક બનાવવામાં આવ્યું. પોટેશિયમ, હાઇડ્રોજન આયન અને હાઇડ્રોક્સિલ આયનની સાંક્રતા ગણો. તેની pH કેટલી હશે ?
- 7.58 $Sr(OH)_2$ -ની દ્રાવ્યતા 298 K તાપમાને તેના દ્રાવકમાં 19.23 g/L છે. સ્ટ્રોન્શિયમ અને હાઇડ્રોક્સિલ આયનની સાંક્રતા ગણો. pH પણ ગણો.
- 7.59 પ્રોપેનોઇક એસિડનો આયનીકરણ અચળાંક 1.32×10^{-5} છે. તેના 0.05 M દ્રાવકમાં એસિડનો આયનીકરણ અંશ ગણો અને pH પણ ગણો. જો દ્રાવકમાં 0.01M HCl પણ હોય તો દ્રાવકનો આયનીકરણ અંશ કેટલો થશે ?
- 7.60 સાધનિક એસિડ (HCNO)ના 0.1 M દ્રાવકની pH 2.34 છે. એસિડનો આયનીકરણ અચળાંક ગણો અને દ્રાવકમાં તેનો આયનીકરણ અંશ ગણો.
- 7.61 નાઈટ્રસ એસિડનો આયનીકરણ અચળાંક 4.5×10^{-4} છે. 0.04 M સોડિયમ નાઈટ્રોટ દ્રાવકની pH ગણો અને તેનો જળવિભાજન અંશ પણ ગણો.
- 7.62 પિરીડિનિયમ હાઇડ્રોક્લોરાઇડના 0.02 M દ્રાવકની pH = 3.44 છે. પિરીડિનનો આયનીકરણ અચળાંક ગણો.
- 7.63 નીચેના ક્ષારોના દ્રાવક તટસ્થ, એસિડિક કે બેઝિક હશે તેનું પ્રાકૃક્ષણ કરો :
 NaCl, KBr, NaCN, NH_4NO_3 , $NaNO_2$ અને KF
- 7.64 કલોરોએસિટિક એસિડનો આયનીકરણ અચળાંક 1.35×10^{-3} છે. 0.1 M એસિડની pH કેટલી હશે ? અને તેના 0.1 M સોડિયમ ક્ષારના દ્રાવકમાં pH કેટલી હશે ?

- 7.65 310 K તાપમાને પાણીનો આયનીય ગુણાકાર 2.7×10^{-14} છે. આ તાપમાને તટસ્થ પાણીના દ્રાવણની pH કેટલી હશે ?
- 7.66 નીચેના મિશ્રણોમાં પરિણામતા દ્રાવણની pH ગણો :
- 10 mL 0.2M Ca(OH)_2 + 25 mL 0.1M HCl
 - 10 mL 0.01M H_2SO_4 + 10 mL 0.01M Ca(OH)_2
 - 10 mL 0.1M H_2SO_4 + 10 mL 0.1M KOH
- 7.67 298K તાપમાને સિલ્વર કોભેટ, બેરિયમ કોભેટ, ફેરિક હાઇડ્રોક્સાઈડ, લેડ ક્લોરાઈડ અને મરક્યુરસ ક્લોરાઈડની દ્રાવ્યતા કોઈક 7.9માં આપેલ તેમના દ્રાવ્યતા ગુણાકાર અચળાંક પરથી ગણો. વ્યક્તિગત આયનોની મોલારિટી પણ નક્કી કરો.
- 7.68 Ag_2CrO_4 અને AgBr ના દ્રાવ્યતા ગુણાકાર અનુકૂમે 1.1×10^{-12} અને 5.0×10^{-13} છે. તેમના સંતૃપ્ત દ્રાવણોની મોલારિટીનો ગુણોત્તર ગણો.
- 7.69 સોડિયમ આયોડેટ અને ક્યુપ્રિક ક્લોરેટના 0.002 M દ્રાવણોના સરખા કદ બેગા કરવામાં આવ્યા. તે કોઈપર આયોડેટના અવક્ષેપન તરફ દોરી જશે (અવક્ષેપન થશે) ? (ક્યુપ્રિક આયોડેટનો $K_{sp} = 7.4 \times 10^{-8}$).
- 7.70 બેન્જોઈક ઓસિડનો આયનીકરણ અચળાંક 6.46×10^{-5} છે. સિલ્વર બેન્જોઈકેટ માટે K_{sp} 2.5×10^{-13} છે. સિલ્વર બેન્જોઈકેટ શુદ્ધ પાણીમાંની દ્રાવ્યતા કરતાં pH 3.19 વાળા બફર દ્રાવણમાં કેટલા ગણો વધારે દ્રાવ્ય થશે ?
- 7.71 ફેરસ સલ્ફેટ અને સોડિયમ સલ્ફાઈડના સરખી મોલારિટીવાળા દ્રાવણોની મહત્તમ સાંક્રતા કેટલી હોવી જોઈએ કે જેથી ફેરસ સલ્ફાઈડના અવક્ષેપ મળે નહિ ? (આર્થર સલ્ફાઈડ માટે $K_{sp} = 6.3 \times 10^{-18}$).
- 7.72 298 K તાપમાને 1g ક્લિશિયમ સલ્ફેટને ઓગાળવા માટે પાણીનું ઓછામાં ઓછું કેટલું કદ જોઈશે ? (ક્લિશિયમ સલ્ફેટ માટે K_{sp} is 9.1×10^{-6}).
- 7.73 0.1M HClના દ્રાવણમાં હાઇડ્રોજન સલ્ફાઈડ વડે સંતૃપ્ત બનાવ્યા પછી સલ્ફાઈડ આયનની સાંક્રતા 1.0×10^{-19} M છે. જો આ દ્રાવણના 10 mL નીચેના પદાર્થોના 5 mL 0.04 M દ્રાવણમાં ઉમેરવામાં આવે તો તેમાંના કયા દ્રાવણમાં અવક્ષેપન થશે ?
- FeSO_4 , MnCl_2 , ZnCl_2 અને CdCl_2 .

પાયાના SI એકમોની વ્યાખ્યાઓ

મીટર (m) : મીટર એટલે એક સેકન્ડના 1/299 792 458 સમયગાળા દરમિયાન શૂન્યાવકાશમાં પ્રકાશ વડે પસાર કરવામાં આવેલા પથની લંબાઈ (17મી CGPM, 1983).

કિલોગ્રામ (kg) : કિલોગ્રામ દળનો એકમ છે. તે આંતરરાષ્ટ્રીય આદિત્રુપ (Prototyle)ના એક કિલોગ્રામના દળ જેટલું દળ છે. (3જ CGPM, 1901).

સેકન્ડ (s) : સેકન્ડ એટલે Cs-133 પરમાણુની ધરા અવસ્થાનાં બે અતિસૂક્ષ્મીય (hyperfine) સ્તરો (સપાઠી) વચ્ચેની સંકાંતિને અનુરૂપ વિકિરણના 9192631770 આવર્ત્ત માટે લાગતો સમય. (13મી CGPM, 1967).

એમ્પિયર (A) : એ પ્રવાહ છે કે જેને અનંત અંતરે રાખેલા બે સીધા સમાંતર વાહકો જેમના વૃત્તીય આઇછેદ નગાડ્ય છે અને જેને 1 મીટરના અંતરે શૂન્યાવકાશમાં રાખેલ છે. તેમની વચ્ચે 2×10^{-7} ન્યુટન પ્રતિ લંબાઈના મીટર જેટલું બળ લાગે છે. (9મી CGPM, 1948).

કેલ્વિન (K) : કેલ્વિન જે ઉભાગતિકીય તાપમાનનો એકમ છે અને તે પાણીના ત્રિબિંદુ તાપમાન ઉભાગતિકીય તાપમાનનો 1/273.16 મો ભાગ છે. (13મી CGPM, 1967).

મોલ (mol) : મોલ પ્રણાલીના પદાર્થનું એ વજન છે જે કાર્ਬન –12ના 0.012 કિલોગ્રામમાં રહેલા પરમાણુ જેટલા જ બધા જ પ્રાથમિક સ્પીસીઝ ધરાવે છે, જ્યારે મોલનો ઉપયોગ કરીએ છીએ ત્યારે પ્રાથમિક સ્પીસીઝ નિર્દિષ્ટ (specified) કરવા જોઈએ અને તે પરમાણુ, અણુ, આયન, ઈલેક્ટ્રોન, બીજા કણો અથવા આવા કણોના નિર્દિષ્ટ સમૂહો. (14મી CGPM, 1971).

કેન્ટેલા (Cd) : કેન્ટેલા એટલે સ્લોત કે જે 540×10^{12} હટ્ટર્ઝની આવૃત્તિવાળું એકવણી (monochromatic) વિકિરણનું ઉત્સર્જન છે અને તે વિકિરણ તીવ્રતા 1/683 વોટ પ્રતિ સ્ટર્ડિયન (steradian)ની દિશામાં હોય છે. (16મી CGPM, 1979).

(આ સંજ્ઞાઓ આંતરરાષ્ટ્રીય કક્ષાએ સંમત થયેલી છે અને તેમને બીજી કોઈ ભાષા કે લિપિમાં ફેરવવી નહિ.)

પરિશિષ્ટ II

તત્ત્વો, તેમના પરમાણવીય-ક્રમાંક અને (મોલર) દળ

તત્ત્વ	સંશા	પરમાણવીય-ક્રમાંક	મોલરદળ (ગ્રામ મોલ- ⁻¹)	તત્ત્વ	સંશા	પરમાણવીય-ક્રમાંક	મોલરદળ (ગ્રામ મોલ- ⁻¹)
Actinium	Ac	89	227.03	Mendelevium	101	258.10	
Aluminum	Al	13	26.98	Mercury	Hg	80	200.59
Americium	Am	95	(243)	Molybdenum	Mo	42	95.94
Antimony	Sb	51	121.75	Neodymium	Nd	60	144.24
Argon	Ar	18	39.95	Neon	Ne	10	20.18
Arsenic	As	33	74.92	Neptunium	Np	93	(237.05)
Astatine	At	85	210	Nickel	Ni	28	58.71
Barium	Ba	56	137.34	Niobium	Nb	41	92.91
Berkelium	Bk	97	(247)	Nitrogen	N	7	14.0067
Beryllium	Be	4	9.01	Nobelium	No	102	(259)
Bismuth	Bi	83	208.98	Osmium	Os	76	190.2
Bohrium	Bh	107	(264)	Oxygen	O	8	16.00
Boron	B	5	10.81	Palladium	Pd	46	106.4
Bromine	Br	35	79.91	Phosphorus	P	15	30.97
Cadmium	Cd	48	112.40	Platinum	Pt	78	195.09
Caesium	Cs	55	132.91	Plutonium	Pu	94	(244)
Calcium	Ca	20	40.08	Polonium	Po	84	210
Californium	Cf	98	251.08	Potassium	K	19	39.10
Carbon	C	6	12.01	Praseodymium	Pr	59	140.91
Cerium	Ce	58	140.12	Promethium	Pm	61	(145)
Chlorine	Cl	17	35.45	Protactinium	Pa	91	231.04
Chromium	Cr	24	52.00	Radium	Ra	88	(226)
Cobalt	Co	27	58.93	Radon	Rn	86	(222)
Copernicium	Cn	112	285	Rhenium	Re	75	186.2
Copper	Cu	29	63.54	Rhodium	Rh	45	102.91
Curium	Cm	96	247.07	Rubidium	Rb	37	85.47
Darmstadtium	Ds	110	281	Roentgenium	Rg	111	282
Dubnium	Db	105	(263)	Ruthenium	Ru	44	101.07
Dysprosium	Dy	66	162.50	Rutherfordium	Rf	104	(261)
Einsteinium	Es	99	(252)	Samarium	Sm	62	150.35
Erbium	Er	68	167.26	Scandium	Sc	21	44.96
Europium	Eu	63	151.96	Seaborgium	Sg	106	(266)
Fermium	Fm	100	(257.10)	Selenium	Se	34	78.96
Flerovium	Fl	114	289	Silicon	Si	14	28.08
Fluorine	F	9	19.00	Silver	Ag	47	107.87
Francium	Fr	87	(223)	Sodium	Na	11	22.99
Gadolinium	Gd	64	157.25	Strontium	Sr	38	87.62
Gallium	Ga	31	69.72	Sulphur	S	16	32.06
Germanium	Ge	32	72.61	Tantalum	Ta	73	180.95
Gold	Au	79	196.97	Technetium	Tc	43	(98.91)
Hafnium	Hf	72	178.49	Tellurium	Te	52	127.60
Hassium	Hs	108	(269)	Terbium	Tb	65	158.92
Helium	He	2	4.00	Thallium	Tl	81	204.37
Holmium	Ho	67	164.93	Thorium	Th	90	232.04
Hydrogen	H	1	1.0079	Thulium	Tm	69	168.93
Indium	In	49	114.82	Tin	Sn	50	118.69
Iodine	I	53	126.90	Titanium	Ti	22	47.88
Iridium	Ir	77	192.2	Tungsten	W	74	183.85
Iron	Fe	26	55.85	Ununbium	Uub	112	(277)
Krypton	Kr	36	83.80	Ununnilium	Uun	110	(269)
Lanthanum	La	57	138.91	Unununium	Uuu	111	(272)
Lawrencium	Lr	103	(262.1)	Uranium	U	92	238.03
Lead	Pb	82	207.19	Vanadium	V	23	50.94
Lithium	Li	3	6.94	Xenon	Xe	54	131.30
Livermorium	Lv	116	293	Ytterbium	Yb	70	173.04
Lutetium	Lu	71	174.96	Yttrium	Y	39	88.91
Magnesium	Mg	12	24.31	Zinc	Zn	30	65.37
Manganese	Mn	25	54.94	Zirconium	Zr	40	91.22
Meitneium	Mt	109	(268)				

(ક્રોનિકમાં દર્શાવેલ મોલરદળનું મૂલ્ય સૌથી વધુ અર્થ આયુધ ધરાવતા સમસ્થાનિકનું છે.)

પરિશિષ્ટ III

A. કેટલાક પદાર્થોની 298 K તાપમાને અને એક વાતાવરણ દબાસે વિશિષ્ટ અને મોલર ઉખાધારિતા

પદાર્થ	વિશિષ્ટ ઉખાધારિતા (J/g)	આંગ્વીય ઉખાધારિતા (J/mol)
હવા	0.720	20.8
પાણી (પ્રવાહી)	4.184	75.4
અમોનિયા (વાયુ)	2.06	35.1
હાઇડ્રોજન ક્લોરાઈડ	0.797	29.1
હાઇડ્રોજન બ્રોમાઈડ	0.360	29.1
અમોનિયા (પ્રવાહી)	4.70	79.9
ઇથાઈલ આલ્કોહોલ (પ્રવાહી)	2.46	113.16
ઇથીલીન ગ્લાયકોલ (પ્રવાહી)	2.42	152.52
પાણી (ધન)	2.06	37.08
કાર્બન ટ્રેક્લોરાઈડ (પ્રવાહી)	0.861	132.59
ક્લોરોફ્લોરોકાર્બન (CCl ₂ F ₂)	0.5980	72.35
ઓર્ગેન	0.817	39.2
નિયોન	1.03	20.7
ક્લોરિન	0.477	33.8
બ્રોમિન	0.473	75.6
આર્યન્	0.460	25.1
ક્રોપર	0.385	24.7
અલ્યુમિનિયમ	0.902	24.35
ગોલ્ડ	0.128	25.2
ગ્રેફાઈટ	0.720	8.65

B. કેટલાક વાયુઓની મોલર ઉખાધારિતા (J/mol)

વાયુ	C _p	C _v	C _p - C _v	C _p / C _v
એકપરમાણવીય*				
હિલિયમ	20.9	12.8	8.28	1.63
આર્ગોન	20.8	12.5	8.33	1.66
આયોઝિન	20.9	12.6	8.37	1.66
મરદ્યુદી	20.8	12.5	8.33	1.66
દ્વિપરમાણવીય†				
હાઇડ્રોજન	28.6	20.2	8.33	1.41
ઓક્સિજન	29.1	20.8	8.33	1.39
નાઇટ્રોજન	29.0	20.7	8.30	1.40
હાઇડ્રોજન ક્લોરાઈડ	29.6	21.0	8.60	1.39
કાર્બન મોનોક્સાઈડ	29.0	21.0	8.00	1.41
ત્રિપરમાણવીય†				
નાઇટ્રસ ઓક્સાઈડ	39.0	30.5	8.50	1.28
કાર્બન ડાયોક્સાઈડ	37.5	29.0	8.50	1.29
બહુપરમાણવીય†				
ઠથેન	53.2	44.6	8.60	1.19

* માત્ર સ્થાનાંતરીય ગતિજ ઊર્જા

† સ્થાનાંતરીય, કંપનીય અને ભ્રમજીવી ઊર્જા

ભौતિક અચળાંકો

રાશિ	સંશા	રૂઢિગત એકમ	SI-એકમ
ગુરુત્વપ્રવેગ (Acceleration of gravity)	g	980.6 cm s ⁻²	9.806 m s ⁻²
પરમાણુઓએકમ (કાર્બન પરમાણુના 12મા ભાગનું દળ) (Atomic mas unit / 1/12 of the mass of ¹² C atom)	amu અથવા u	1.6606 × 10 ⁻²⁴ g	1.6606 × 10 ⁻²⁷ kg
એવોગ્ઝ્રો અચળાંક (Avogadro constant)	N _A	6.022 × 10 ²³ particles mol ⁻¹	6.022 × 10 ²³ particles mol ⁻¹
બોહર ત્રિજ્યા (Bohar radius)	a ₀	0.52918 A ⁰ 5.2918 × 10 ⁻⁹ m	5.2918 × 10 ⁻¹¹ m
બોલ્ટ્ઝમેન અચળાંક (Boltzman-constant)	k	1.3807 × 10 ⁻¹⁶ ergK ⁻¹	1.3807 × 10 ⁻²³ JK ⁻¹
ઇલેક્ટ્રોના વીજભાર અને દળનો ગુણોત્તર (Charge-to-mass ratio of electron)	e/m	1.7588 × 10 ⁸ coulomb g ⁻¹	1.7588 × 10 ¹¹ C kg ⁻¹
ઇલેક્ટ્રોન વીજભાર (Electron charge)	e	1.60219 × 10 ⁻¹⁹ coulomb 4.8033 × 10 ⁻¹⁹ esu	1.60219 × 10 ⁻¹⁹ C
ઇલેક્ટ્રોનનું દળ (Electron rest mass)	m _e	9.10952 × 10 ⁻²⁸ g 0.000548594 u	9.10952 × 10 ⁻³¹ kg
ફેરાડે અચળાંક (Faraday constant)	F	96,487 coulombseq ⁻¹ 23.06 kcalvolt ⁻¹ . eq ⁻¹	96,487 C/mol e ⁻ 96,487 J/V mol e ⁻
વાયુ અચળાંક (Gas constant)	R	0.8206 Latm mol ⁻¹ K ⁻¹ 1.987 cal mol ⁻¹ K ⁻¹	8.3145 k Pa dm ³ mol ⁻¹ K ⁻¹ 8.3145 J mol ⁻¹ K ⁻¹
મોલર કદ (સા.ગ.દ.) (Molar volume)(STP)	V _m	22.710981 L mol ⁻¹	22.710981 × 10 ⁻³ m ³ mol ⁻¹ 22.710981 × 10 ⁻³ dm ³ mol ⁻¹
ન્યુટ્રોનનું દળ (Neutron rest mass)	m _n	1.67495 × 10 ⁻²⁴ g 1.008665 u	1.67495 × 10 ⁻²⁷ kg
પ્લાન્ક અચળાંક (Planck constant)	h	6.6262 × 10 ⁻²⁷ erg	6.6262 × 10 ⁻³⁴ Js
પ્રોટોનનું દળ (Proton rest mass)	m _p	1.6726 × 10 ⁻²⁴ g 1.007277 u	1.6726 × 10 ⁻²⁷ kg
રીડબર્ગ અચળાંક (Rydberg constant)	R _H	3.289 × 10 ¹⁵ cycle s ⁻¹ 2.1799 × 10 ⁻¹¹ erg	1.0974 × 10 ⁷ m ⁻¹ 2.1799 × 10 ⁻¹⁸ J
પ્રકાશનો વેગ (શૂન્યાવકાશમાં) (Speed of light in vacuum)	C	2.9979 × 10 ¹⁰ cm s ⁻¹ (186,281 miles second ⁻¹)	2.9979 × 10 ⁸ ms ⁻¹

$$\pi = 3.1416 \quad 2.303 R = 4.576 \text{ cal mol}^{-1}, K = 19.15 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$e = 2.71828 \quad 2.303 RT \text{ (at } 25^\circ\text{C}) = 1364 \text{ cal mol}^{-1} = 5709 \text{ J mol}^{-1} \text{ l}$$

$$\ln X = 2.303 \log X$$

કેટલાંક ઉપયોગી રૂપાંતરણ ગુણાક

દળ અને વજનના સામાન્ય એકમો

1 pound = 453.59 gram

1 pound = 453.59 gram = 0.45359 kilogram

1 kilogram = 1000 gram = 2.205 pound

1 gram = 10 decigram = 100 centigram
= 1000 milligram

1 gram = 6.022×10^{23} atomic mass unit or u

1 atomic mass unit = 1.6606×10^{-24} gram

1 metric ton = 1000 kilogram
= 2205 pound

કદ માટેના સામાન્ય એકમો

1 quart = 0.9463 litre

1 litre = 1.056 quarts

1 litre = 1 cubic decimetre = 1000 cubic

centimeters = 0.001 cubic metre

1 millilitre = 1 cubic centimetre = 0.001 litre
= 1.056×10^{-3} quart

1 cubic foot = 28.316 litre = 29.902 quart
= 7.475 gallon

ઉર્જના સામાન્ય એકમો

1 joule = 1×10^7 erg

1 thermochemical calorie = 4.184 joule

= 4.184×10^7 erg

= 4.129×10^{-2} litre-atmosphere

= 2.612×10^{19} electron volt

1 erg = 1×10^{-7} joule = 2.3901×10^{-8} calorie

1 electron volt = 1.6022×10^{-19} joule

= 1.6022×10^{-12} erg

= 96.487 kJ/mol

1 litre-atmosphere = 24.217 calorie

= 101.32 joule

= 1.0132×10^9 erg

1 British Thermal Unit = 1055.06 joule

= 1.05506×10^{10} erg

= 252.2 calorie

લંબાઈના સામાન્ય એકમો

1 inch = 2.54 centimetres (exactly)

1 mile = 5280 feet = 1.609 kilometre

1 yard = 36 inch = 0.9144 metre

1 metre = 100 centimetre = 39.37 inch

= 3.281 feet

= 1.094 yard

1 kilometre = 1000 metre = 1094 yard

= 0.6215 mile

1 angstrom = 1.0×10^{-8} centimetre

= 0.10 nanometre*

= 1.0×10^{-10} metre

= 3.937×10^{-9} inch

દખાણ અને બળ*ના સામાન્ય એકમો

1 atmosphere = 760 millimetre of mercury

= 1.013×10^5 pascal

= 14.70 pound per square inch

1 bar = 10^5 pascal

1 torr = 1 milimetre of mercury

1 pascal = 1 kg/ms² = 1 N/m²

તાપમાન (SI) આધારિત એકમ ક્રેન્ટિન (K)

${}^\circ\text{C} = \text{K} - 273.15$

$\text{K} = {}^\circ\text{C} + 273.15$

${}^\circ\text{F} = 1.8 ({}^\circ\text{C}) + 32$

${}^\circ\text{C} = \frac{{}^\circ\text{F} - 32}{1.8}$

* બળ : 1 ન્યુટન (N) = 1 kg m/s² એટલે કે 1 કિલોગ્રામ દળને 1 મીટર પ્રતિ સેકન્ડ વેગ આપવા માટે 1 સેકન્ડ માટે લગાડેલું બળ.

** એક ગ્રામ પાણીનું તાપમાન 14.5 ${}^\circ\text{C}$ થી 15.5 ${}^\circ\text{C}$ વધારવા માટે જરૂરી ઉભાનો જથ્થો.

+ એ નોંધો કે બીજા એકમો પ્રતિક્ષણ છે અન તેમને સરખાવવાયોગ્ય બનાવવા માટે તેમને 6.022×10^{23} વડે ગુણવા જોઈએ.

પરિશિષ્ટ VI

ઉભાગતિકીય માહિતી 298 K તાપમાને

અકાર્બનિક પદાર્થો

પદાર્થ	સર્જન એન્થાલ્પી $\Delta_f H^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	ગીઝસ સર્જન ઊર્જા $\Delta_f G^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	એન્ટ્રોપી* $S^\ominus / (\text{J K}^{-1} \text{ mol}^{-1})$
અલ્યુમિનિયમ			
Al(s)	0	0	28.33
Al ³⁺ (aq)	-524.7	-481.2	-321.7
Al ₂ O ₃ (s)	-1675.7	-1582.3	50.92
Al(OH) ₃ (s)	-1276	—	—
AlCl ₃ (s)	-704.2	-628.8	110.67
ઓન્ટિમની			
SbH ₃ (g)	145.11	147.75	232.78
SbCl ₃ (g)	-313.8	-301.2	337.80
SbCl ₅ (g)	-394.34	-334.29	401.94
આર્સનિક			
As(s), ભૂખરું	0	0	35.1
As ₂ S ₃ (s)	-169.0	-168.6	163.6
AsO ₄ ³⁻ (aq)	-888.14	-648.41	-162.8
બેરિયમ			
Ba(s)	0	0	62.8
Ba ²⁺ (aq)	-537.64	-560.77	9.6
BaO(s)	-553.5	-525.1	70.42
BaCO ₃ (s)	-1216.3	-1137.6	112.1
BaCO ₃ (aq)	-1214.78	-1088.59	-47.3
બોરોન			
B(s)	0	0	5.86
B ₂ O ₃ (s)	-1272.8	-1193.7	53.97
BF ₃ (g)	-1137.0	-1120.3	254.12
બ્રોમિન			
Br ₂ (l)	0	0	152.23
Br ₂ (g)	30.91	3.11	245.46
Br(g)	111.88	82.40	175.02
Br ⁻ (aq)	-121.55	-103.96	82.4
HBr(g)	-36.40	-53.45	198.70
BrF ₃ (g)	-255.60	-229.43	292.53
ક્રોલિયમ			
Ca(s)	0	0	41.42
Ca(g)	178.2	144.3	154.88
Ca ²⁺ (aq)	-542.83	-553.58	-53.1

(ચાલુ)

પદાર્થ	સર્જન એન્થાલ્પી $\Delta_f H^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	અનીબ્સ સર્જન ઊર્જા $\Delta_f G^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	એન્ટ્રોપી* $S^\ominus / (\text{J K}^{-1} \text{ mol}^{-1})$
ક્રિયામ (ચાલુ)			
CaO(s)	-635.09	-604.03	39.75
Ca(OH) ₂ (s)	-986.09	-898.49	83.39
Ca(OH) ₂ (aq)	-1002.82	-868.07	-74.5
CaCO ₃ (s), ક્રેસાઈટ	-1206.92	-1128.8	92.9
CaCO ₃ (s), એરાગોનાઈટ	-1207.1	-1127.8	88.7
CaCO ₃ (aq)	-1219.97	-1081.39	-110.0
CaF ₂ (s)	-1219.6	-1167.3	68.87
CaF ₂ (aq)	-1208.09	-1111.15	-80.8
CaCl ₂ (s)	-795.8	-748.1	104.6
CaCl ₂ (aq)	-877.1	-816.0	59.8
CaBr ₂ (s)	-682.8	-663.6	130
CaC ₂ (s)	-59.8	-64.9	69.96
CaS(s)	-482.4	-477.4	56.5
CaSO ₄ (s)	-1434.11	-1321.79	106.7
CaSO ₄ (aq)	-1452.10	-1298.10	-33.1
કાર્બન**			
C(s), એન્ફાઈટ	0	0	5.740
C(s), હિરો	1.895	2.900	2.377
C(g)	716.68	671.26	158.10
CO(g)	-110.53	-137.17	197.67
CO ₂ (g)	-393.51	-394.36	213.74
CO ₃ ²⁻ (aq)	-677.14	-527.81	-56.9
CCl ₄ (l)	-135.44	-65.21	216.40
CS ₂ (l)	89.70	65.27	151.34
HCN(g)	135.1	124.7	201.78
HCN(l)	108.87	124.97	112.84
સિરિયમ			
Ce(s)	0	0	72.0
Ce ³⁺ (aq)	-696.2	-672.0	-205
Ce ⁴⁺ (aq)	-537.2	-503.8	-301
ક્લોરિન			
Cl ₂ (g)	0	0	223.07
Cl(g)	121.68	105.68	165.20
Cl ⁻ (aq)	-167.16	-131.23	56.5
HCl(g)	-92.31	-95.30	186.91
HCl(aq)	-167.16	-131.23	56.5
કોપર			
Cu(s)	0	0	33.15
Cu ⁺ (aq)	71.67	49.98	40.6
Cu ²⁺ (aq)	64.77	65.49	-99.6
Cu ₂ O(aq)	-168.6	-146.0	93.14
CuO(s)	-157.3	-129.7	42.63
CuSO ₄ (s)	-771.36	-661.8	109
CuSO ₄ .5H ₂ O(s)	-2279.7	-1879.7	300.4

** કાર્બનિક સંયોજનો માટે અલગ કોઈક સાથે જ આપેલ છે.

(ચાલુ)

પદાર્થ	સર્જન એન્થાલ્પી $\Delta_f H^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	ગીબ્સ સર્જન ઊર્જા $\Delta_f G^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	અંટ્રોપી* $S^\ominus / (\text{J K}^{-1} \text{ mol}^{-1})$
ક્ષુટેરિયમ			
D ₂ (g)	0	0	144.96
D ₂ O(g)	-249.20	-234.54	198.34
D ₂ O(l)	-294.60	-243.44	75.94
ફ્લોરિન			
F ₂ (g)	0	0	202.78
F ⁻ (aq)	-332.63	-278.79	-13.8
HF(g)	-271.1	-273.2	173.78
HF(aq)	-332.63	-278.79	-13.8
હાઇડ્રોજન (ક્ષુટેરિયમ પણ જુઓ)			
H ₂ (g)	0	0	130.68
H(g)	217.97	203.25	114.71
H ⁺ (aq)	0	0	0
H ₂ O(l)	-285.83	-237.13	69.91
H ₂ O(g)	-241.82	-228.57	188.83
H ₂ O ₂ (l)	-187.78	-120.35	109.6
H ₂ O ₂ (aq)	-191.17	-134.03	143.9
આયોડિન			
I ₂ (s)	0	0	116.14
I ₂ (g)	62.44	19.33	260.69
I ⁻ (aq)	-55.19	-51.57	111.3
HI(g)	26.48	1.70	206.59
આર્થ			
Fe(s)	0	0	27.28
Fe ²⁺ (aq)	-89.1	-78.90	-137.7
Fe ³⁺ (aq)	-48.5	-4.7	-315.9
Fe ₃ O ₄ (s), મેનેટાઈટ	-1118.4	-1015.4	146.4
Fe ₂ O ₃ (s), હેમેટાઈટ	-824.2	-742.2	87.40
FeS(s,o)	-100.0	-100.4	60.29
FeS(aq)	—	6.9	—
FeS ₂ (s)	-178.2	-166.9	52.93
લોન્ડ			
Pb(s)	0	0	64.81
Pb ²⁺ (aq)	-1.7	-24.43	10.5
PbO ₂ (s)	-277.4	-217.33	68.6
PbSO ₄ (s)	-919.94	-813.14	148.57
PbBr ₂ (s)	-278.7	-261.92	161.5
PbBr ₂ (aq)	-244.8	-232.34	175.3
મેનેશિયમ			
Mg(s)	0	0	32.68
Mg(g)	147.70	113.10	148.65
Mg ²⁺ (aq)	-466.85	-454.8	-138.1
MgO(s)	-601.70	-569.43	26.94
MgCO ₃ (s)	-1095.8	-1012.1	65.7
MgBr ₂ (s)	-524.3	-503.8	117.2

(આંશિક)

પદાર્થ	સર્જન એન્થાલ્પી $\Delta_f H^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	ગીબસ સર્જન ઊર્જા $\Delta_f G^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	અંટ્રોપી* $S^\ominus / (\text{J K}^{-1} \text{ mol}^{-1})$
મર્ક્યુરી			
Hg(l)	0	0	76.02
Hg(g)	61.32	31.82	174.96
HgO(s)	-90.83	-58.54	70.29
Hg ₂ Cl ₂ (s)	-265.22	-210.75	192.5
નાઈટ્રોજન			
N ₂ (g)	0	0	191.61
NO(g)	90.25	86.55	210.76
N ₂ O(g)	82.05	104.20	219.85
NO ₂ (g)	33.18	51.31	240.06
N ₂ O ₄ (g)	9.16	97.89	304.29
HNO ₃ (l)	-174.10	-80.71	155.60
HNO ₃ (aq)	-207.36	-111.25	146.4
NO ₃ ⁻ (aq)	-205.0	-108.74	146.4
NH ₃ (g)	-46.11	-16.45	192.45
NH ₃ (aq)	-80.29	-26.50	111.3
NH ₄ ⁺ (aq)	-132.51	-79.31	113.4
NH ₂ OH(s)	-114.2	—	—
HN ₃ (g)	294.1	328.1	238.97
N ₂ H ₄ (l)	50.63	149.34	121.21
NH ₄ NO ₃ (s)	-365.56	-183.87	151.08
NH ₄ Cl(s)	-314.43	-202.87	94.6
NH ₄ ClO ₄ (s)	-295.31	-88.75	186.2
આક્સિજન			
O ₂ (g)	0	0	205.14
O ₃ (g)	142.7	163.2	238.93
OH ⁻ (aq)	-229.99	-157.24	-10.75
ફોફરસ			
P(s), સફેદ	0	0	41.09
P ₄ (g)	58.91	24.44	279.98
PH ₃ (g)	5.4	13.4	210.23
P ₄ O ₁₀ (s)	-2984.0	-2697.0	228.86
H ₃ PO ₃ (aq)	-964.8	—	—
H ₃ PO ₄ (l)	-1266.9	—	—
H ₃ PO ₄ (aq)	-1277.4	-1018.7	—
PCl ₃ (l)	-319.7	-272.3	217.18
PCl ₃ (g)	-287.0	-267.8	311.78
PCl ₅ (g)	-374.9	-305.0	364.6
પોટેશિયમ			
K(s)	0	0	64.18
K(g)	89.24	60.59	160.34
K ⁺ (aq)	-252.38	-283.27	102.5
KOH(s)	-424.76	-379.08	78.9
KOH(aq)	-482.37	-440.50	91.6
KF(s)	-567.27	-537.75	66.57

(ચાલુ)

પદાર્થ	સર્જન એન્થાલ્પી $\Delta_f H^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	ગીબસ સર્જન ઊર્જા $\Delta_f G^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	અંટ્રોપી* $S^\ominus / (\text{J K}^{-1} \text{ mol}^{-1})$
પોટેશિયમ (ચાલુ)			
KCl(s)	-436.75	-409.14	82.59
KBr(s)	-393.80	-380.66	95.90
KI(s)	-327.90	-324.89	106.32
KClO ₃ (s)	-397.73	-296.25	143.1
KClO ₄ (s)	-432.75	-303.09	151.0
K ₂ S(s)	-380.7	-364.0	105
K ₂ S(aq)	-471.5	-480.7	190.4
ક્ષિલિક્રેન			
Si(s)	0	0	18.83
SiO ₂ (s,o)	-910.94	-856.64	41.84
ક્ષિલ્વર			
Ag(s)	0	0	42.55
Ag ⁺ (aq)	105.58	77.11	72.68
Ag ₂ O(s)	-31.05	-11.20	121.3
AgBr(s)	-100.37	-96.90	107.1
AgBr(aq)	-15.98	-26.86	155.2
AgCl(s)	-127.07	-109.79	96.2
AgCl(aq)	-61.58	-54.12	129.3
AgI(s)	-61.84	-66.19	115.5
AgI(aq)	50.38	25.52	184.1
AgNO ₃ (s)	-124.39	-33.41	140.92
સોડિયમ			
Na(s)	0	0	51.21
Na(g)	107.32	76.76	153.71
Na ⁺ (aq)	-240.12	-261.91	59.0
NaOH(s)	-425.61	-379.49	64.46
NaOH(aq)	-470.11	-419.15	48.1
NaCl(s)	-411.15	-384.14	72.13
NaCl(aq)	-407.3	-393.1	115.5
NaBr(s)	-361.06	-348.98	86.82
NaI(s)	-287.78	-286.06	98.53
NaHCO ₃ (s)	-947.7	-851.9	102.1
Na ₂ CO ₃ (s)	-1130.9	-1047.7	136.0
સંક્ર			
S(s), રૂહીભિક	0	0	31.80
S(s), મોનોક્લિનિક	0.33	0.1	32.6
S ²⁻ (aq)	33.1	85.8	-14.6
SO ₂ (g)	-296.83	-300.19	248.22
SO ₃ (g)	-395.72	-371.06	256.76
H ₂ SO ₄ (l)	-813.99	-690.00	156.90
H ₂ SO ₄ (aq)	-909.27	-744.53	20.1
SO ₄ ²⁻ (aq)	-909.27	-744.53	20.1
H ₂ S(g)	-20.63	-33.56	205.79
H ₂ S(aq)	-39.7	-27.83	121
SF ₆ (g)	-1209	-1105.3	291.82

(ચાલુ)

પદાર્થ	સર્જન એન્થાલ્પી $\Delta_f H^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	ગીબસ સર્જન ઊર્જા $\Delta_f G^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	અન્ટ્રોપી* $S^\ominus / (\text{J K}^{-1} \text{ mol}^{-1})$
ટિન			
Sn(s), સફેદ	0	0	51.55
Sn(s), ભૂખરો	-2.09	0.13	44.14
SnO(s)	-285.8	-256.9	56.5
SnO ₂ (s)	-580.7	-519.6	52.3
ઝિન્ક			
Zn(s)	0	0	41.63
Zn ²⁺ (aq)	-153.89	-147.06	-112.1
ZnO(s)	-348.28	-318.30	43.64
Zn(g)	+130.73	+95.14	160.93

* દ્વારાથી વ્યક્તિગત આયનોની અન્ટ્રોપી પાણીમાં H⁺ની અન્ટ્રોપી 0 (શૂન્ય) ગણીને આ મૂલ્યની સાપેક્ષમાં બીજા બધા આયનોની અન્ટ્રોપી નક્કી કરવામાં આવે છે. આથી જાળ અન્ટ્રોપી એ છે જે H⁺ની પાણીમાં અન્ટ્રોપી કરતાં ઓછી છે.

કાર્બનિક સંયોજનો

પદાર્થ	દહન એન્થાલ્પી $\Delta_c H^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	સર્જન એન્થાલ્પી $\Delta_f H^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	ગીબસ સર્જન ઊર્જા $\Delta_f G^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	અન્ટ્રોપી $S^\ominus / (\text{J K}^{-1} \text{ mol}^{-1})$
--------	--	--	---	---

હાઇડ્રોકાર્બન

CH ₄ (g), મિથેન	-890	-74.81	-50.72	186.26
C ₂ H ₂ (g), ઈથાઇન (એસિટિલિન)	-1300	226.73	209.20	200.94
C ₂ H ₄ (g), ઈથિન (ઈથીલીન)	-1411	52.26	68.15	219.56
C ₂ H ₆ (g), ઈથેન	-1560	-84.68	-32.82	229.60
C ₃ H ₆ (g), પ્રોપીન (પ્રોપીલીન)	-2058	20.42	62.78	266.6
C ₃ H ₈ (g), સાયક્લોપ્રોપેન	-2091	53.30	104.45	237.4
C ₃ H ₈ (g), પ્રોપેન	-2220	-103.85	-23.49	270.2
C ₄ H ₁₀ (g), બુટેન	-2878	-126.15	-17.03	310.1
C ₅ H ₁₂ (g), પેન્ટેન	-3537	-146.44	-8.20	349
C ₆ H ₆ (l), બેન્જીન	-3268	49.0	124.3	173.3
C ₆ H ₆ (g)	-3302	—	—	—
C ₇ H ₈ (l), ટોલ્યુઇન	-3910	12.0	113.8	221.0
C ₇ H ₈ (g)	-3953	—	—	—
C ₆ H ₁₂ (l), સાયક્લોહેક્સેન	-3920	-156.4	26.7	204.4
C ₆ H ₁₂ (g),	-3953	—	—	—
C ₈ H ₁₈ (l), ઓક્ટેન	-5471	-249.9	6.4	358

આલ્કોહોલ અને ફિનોલ

CH ₃ OH(l), મિથેનોલ	-726	-238.86	-166.27	126.8
CH ₃ OH(g)	-764	-200.66	-161.96	239.81
C ₂ H ₅ OH(l), ઈથેનોલ	-1368	-277.69	-174.78	160.7
C ₂ H ₅ OH(g)	-1409	-235.10	-168.49	282.70
C ₆ H ₅ OH(s), ફિનોલ	-3054	-164.6	-50.42	144.0

(ચાલુ)

પદાર્થ	દહન અંન્થાલ્પી $\Delta_c H^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	સર્જન અંન્થાલ્પી $\Delta_f H^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	ગીબ્સ સર્જન ઊર્જા $\Delta_f G^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	અંદ્રોપી $S^\ominus / (\text{J K}^{-1} \text{ mol}^{-1})$
કાર્બોક્સિલિક ઓસિડ				
HCOOH(l), ફોર્મિક ઓસિડ	-255	-424.72	-361.35	128.95
CH ₃ COOH(l), એસિટિક ઓસિડ	-875	-484.5	-389.9	159.8
CH ₃ COOH (aq)	—	-485.76	-396.64	86.6
(COOH) ₂ (s), ઓક્ઝેલિક ઓસિડ	-254	-827.2	-697.9	120
C ₆ H ₅ COOH(s), બેન્જોઇલ ઓસિડ	-3227	-385.1	-245.3	167.6
આલીઝાઈડ અને ક્રિટોન				
HCHO(g), મિથેનાલ (ફોર્માલીઝાઈડ)	-571	-108.57	-102.53	218.77
CH ₃ CHO(l), ઈથેનાલ (એસીટાલીઝાઈડ)	-1166	-192.30	-128.12	160.2
CH ₃ CHO(g)	-1192	-166.19	-128.86	250.3
CH ₃ COCH ₃ (l), પ્રોપેનોન (ઓસિટોન)	-1790	-248.1	-155.4	200
સુગર				
C ₆ H ₁₂ O ₆ (s), ગલુકોઝ	-2808	-1268	-910	212
C ₆ H ₁₂ O ₆ (aq)	—	—	-917	—
C ₆ H ₁₂ O ₆ (s), ફુક્ટોઝ	-2810	-1266	—	—
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (s), સુક્કોઝ	-5645	-2222	-1545	360
નાઇટ્રોજન સંયોજનો				
CO(NH ₂) ₂ (s), યુરિયા	-632	-333.51	-197.33	104.60
C ₆ H ₅ NH ₂ (l), અનિલિન	-3393	31.6	149.1	191.3
NH ₂ CH ₂ COOH(s), જલાયસીન	-969	-532.9	-373.4	103.51
CH ₃ NH ₂ (g), મિથાઈલ અમાઈન	-1085	-22.97	32.16	243.41

298 K તાપમાને પ્રમાણિત પોટેન્શિયલ વિદ્યુતરાસાયણિક ક્રમમાં

રિડક્ષન-અર્ધ પ્રક્રિયા	E^\ominus/V	રિડક્ષન-અર્ધ પ્રક્રિયા	E^\ominus/V
$H_4XeO_6 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow XeO_3 + 3H_2O$	+3.0	$Cu^+ + e^- \rightarrow Cu$	+0.52
$F_2 + 2e^- \rightarrow 2F^-$	+2.87	$NiOOH + H_2O + e^- \rightarrow Ni(OH)_2 + OH^-$	+0.49
$O_3 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow O_2 + H_2O$	+2.07	$Ag_2CrO_4 + 2e^- \rightarrow 2Ag + CrO_4^{2-}$	+0.45
$S_2O_8^{2-} + 2e^- \rightarrow 2SO_4^{2-}$	+2.05	$O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$	+0.40
$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$	+1.98	$ClO_4^- + H_2O + 2e^- \rightarrow ClO_3^- + 2OH^-$	+0.36
$Co^{3+} + e^- \rightarrow Co^{2+}$	+1.81	$[Fe(CN)_6]^{3-} + e^- \rightarrow [Fe(CN)_6]^{4-}$	+0.36
$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow 2H_2O$	+1.78	$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	+0.34
$Au^+ + e^- \rightarrow Au$	+1.69	$Hg_2Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Hg + 2Cl^-$	+0.27
$Pb^{4+} + 2e^- \rightarrow Pb^{2+}$	+1.67	$AgCl + e^- \rightarrow Ag + Cl^-$	+0.27
$2HClO + 2H^+ + 2e^- \rightarrow Cl_2 + 2H_2O$	+1.63	$Bi^{3+} + 3e^- \rightarrow Bi$	+0.20
$Ce^{4+} + e^- \rightarrow Ce^{3+}$	+1.61	$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- \rightarrow H_2SO_3 + H_2O$	+0.17
$2HBrO + 2H^+ + 2e^- \rightarrow Br_2 + 2H_2O$	+1.60	$Cu^{2+} + e^- \rightarrow Cu^+$	+0.16
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	+1.51	$Sn^{4+} + 2e^- \rightarrow Sn^{2+}$	+0.15
$Mn^{3+} + e^- \rightarrow Mn^{2+}$	+1.51	$AgBr + e^- \rightarrow Ag + Br^-$	+0.07
$Au^{3+} + 3e^- \rightarrow Au$	+1.40	$Ti^{4+} + e^- \rightarrow Ti^{3+}$	0.00
$Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$	+1.36	$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$	0.0
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$	+1.33	વ્યાખ્યા પ્રમાણે	
$O_3 + H_2O + 2e^- \rightarrow O_2 + 2OH^-$	+1.24	$Fe^{3+} + 3e^- \rightarrow Fe$	-0.04
$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$	+1.23	$O_2 + H_2O + 2e^- \rightarrow HO_2^- + OH^-$	-0.08
$ClO_4^- + 2H^+ + 2e^- \rightarrow ClO_3^- + 2H_2O$	+1.23	$Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$	-0.13
$MnO_2 + 4H^+ + 2e^- \rightarrow Mn^{2+} + 2H_2O$	+1.23	$In^+ + e^- \rightarrow In$	-0.14
$Pt^{2+} + 2e^- \rightarrow Pt$	+1.20	$Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$	-0.14
$Br_2 + 2e^- \rightarrow 2Br^-$	+1.09	$AgI + e^- \rightarrow Ag + I^-$	-0.15
$Pu^{4+} + e^- \rightarrow Pu^{3+}$	+0.97	$Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni$	-0.23
$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow NO + 2H_2O$	+0.96	$V^{3+} + e^- \rightarrow V^{2+}$	-0.26
$2Hg^{2+} + 2e^- \rightarrow Hg_2^{2+}$	+0.92	$Co^{2+} + 2e^- \rightarrow Co$	-0.28
$ClO^- + H_2O + 2e^- \rightarrow Cl^- + 2OH^-$	+0.89	$In^{3+} + 3e^- \rightarrow In$	-0.34
$Hg^{2+} + 2e^- \rightarrow Hg$	+0.86	$Tl^+ + e^- \rightarrow Tl$	-0.34
$NO_3^- + 2H^+ + e^- \rightarrow NO_2 + H_2O$	+0.80	$PbSO_4 + 2e^- \rightarrow Pb + SO_4^{2-}$	-0.36
$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$	+0.80	$Ti^{3+} + e^- \rightarrow Ti^{2+}$	-0.37
$Hg_2^{2+} + 2e^- \rightarrow 2Hg$	+0.79	$Cd^{2+} + 2e^- \rightarrow Cd$	-0.40
$Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$	+0.77	$In^{2+} + e^- \rightarrow In^+$	-0.40
$BrO^- + H_2O + 2e^- \rightarrow Br^- + 2OH^-$	+0.76	$Cr^{3+} + e^- \rightarrow Cr^{2+}$	-0.41
$Hg_2SO_4 + 2e^- \rightarrow 2Hg + SO_4^{2-}$	+0.62	$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$	-0.44
$MnO_4^{2-} + 2H_2O + 2e^- \rightarrow MnO_2 + 4OH^-$	+0.60	$In^{3+} + 2e^- \rightarrow In^{2+}$	-0.44
$MnO_4^- + e^- \rightarrow MnO_4^{2-}$	+0.56	$S + 2e^- \rightarrow S^{2-}$	-0.48
$I_2 + 2e^- \rightarrow 2I^-$	+0.54	$In^{3+} + e^- \rightarrow In^{2+}$	-0.49
$I_3^- + 2e^- \rightarrow 3I^-$	+0.53	$U^{4+} + e^- \rightarrow U^{3+}$	-0.61
		$Cr^{3+} + 3e^- \rightarrow Cr$	-0.74
		$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$	-0.76

(ચાલુ)

રિડક્શન-અર્ધ પ્રક્રિયા	E°/V	રિડક્શન-અર્ધ પ્રક્રિયા	E°/V
Cd(OH) ₂ + 2e ⁻ → Cd + 2OH ⁻	-0.81	La ³⁺ + 3e ⁻ → La	-2.52
2H ₂ O + 2e ⁻ → H ₂ + 2OH ⁻	-0.83	Na ⁺ + e ⁻ → Na	-2.71
Cr ²⁺ + 2e ⁻ → Cr	-0.91	Ca ²⁺ + 2e ⁻ → Ca	-2.87
Mn ²⁺ + 2e ⁻ → Mn	-1.18	Sr ²⁺ + 2e ⁻ → Sr	-2.89
V ²⁺ + 2e ⁻ → V	-1.19	Ba ²⁺ + 2e ⁻ → Ba	-2.91
Ti ²⁺ + 2e ⁻ → Ti	-1.63	Ra ²⁺ + 2e ⁻ → Ra	-2.92
Al ³⁺ + 3e ⁻ → Al	-1.66	Cs ⁺ + e ⁻ → Cs	-2.92
U ³⁺ + 3e ⁻ → U	-1.79	Rb ⁺ + e ⁻ → Rb	-2.93
Sc ³⁺ + 3e ⁻ → Sc	-2.09	K ⁺ + e ⁻ → K	-2.93
Mg ²⁺ + 2e ⁻ → Mg	-2.36	Li ⁺ + e ⁻ → Li	-3.05
Ce ³⁺ + 3e ⁻ → Ce	-2.48		

કેટલાક પસંદ કરેલા કોયડાના જવાબ

અક્રમ 1

- | | |
|------|--|
| 1.17 | $\sim 15 \times 10^{-4}$ g , 1.25×10^{-4} m |
| 1.18 | (i) 4.8×10^{-3} (ii) 2.34×10^5 (iii) 8.008×10^3 (iv) 5.000×10^2
(v) 6.0012 |
| 1.19 | (i) 2 (ii) 3 (iii) 4 (iv) 3
(v) 4 (vi) 5 |
| 1.20 | (i) 34.2 (ii) 10.4 (iii) 0.0460 (iv) 2810 |
| 1.21 | (a) ગુણક પ્રમાણનો નિયમ
(b) (i) જવાબ : (10^6 mm, 10^{15} pm)
(ii) જવાબ : (10^{-6} kg, 10^6 ng)
(iii) જવાબ : (10^{-3} L, 10^{-3} dm 3) |
| 1.22 | 6.00×10^{-1} m = 0.600 m |
| 1.23 | (i) B સીમિત છે. (ii) A સીમિત છે.
(iii) તત્ત્વયોગમિતીય ભિન્ના - ના (iv) B સીમિત છે.
(v) A સીમિત છે. |
| 1.24 | (i) 2.43×10^3 g (ii) હા
(iii) પ્રક્રિયા થયા વગર હાઈડ્રોજન રહેશે; 5.72×10^2 g |
| 1.26 | 10 કદ |
| 1.27 | (i) 2.87×10^{-11} m (ii) 1.515×10^{-11} m (iii) 2.5365×10^{-2} kg |
| 1.30 | 1.99265×10^{-23} g |
| 1.31 | (i) 3 (ii) 4 (iii) 4 |
| 1.32 | 39.948 g mol $^{-1}$ |
| 1.33 | (i) 3.131×10^{25} પરમાણુ (ii) 13 પરમાણુ (iii) 7.8286×10^{24} પરમાણુ |
| 1.34 | પ્રમાણસૂચક સૂત્ર CH, મોલર દળ 26.0 g mol $^{-1}$, આણવીય સૂત્ર C ₂ H ₂ |
| 1.35 | 0.94 g CaCO ₃ |
| 1.36 | 8.40 g HCl |

અંકમ. 2

- 2.40 હલકા પરમાણુના કેન્દ્ર નાના હોય છે, તેથી વધારે સંખ્યામાં α -કણો પસાર થશે, હલકા કેન્દ્રો કરતાં ધન ભાર સંખ્યા ઓછી હોય છે. તેથી આલ્ફા કણોનું વિચલન થશે.
- 2.41 અપેલ તત્ત્વ માટે સમસ્થાનિકોમાં પ્રોટોન સંખ્યા સરખી હોય છે, જ્યારે દળ-કમાંક અલગ હોઈ શકે છે.
- 2.42 $^{35}_{35}\text{Br}$
- 2.43 $^{37}_{17}\text{Cl}^{-1}$
- 2.44 $^{56}_{26}\text{Fe}^{3+}$
- 2.45 ક્રોસ્મિક કિરણો > X-કિરણો > અંબર (amber) રંગ > માઇકોવેવ > FM
- 2.46 $3.3 \times 10^6 \text{ J}$
- 2.47 (a) $4.87 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$ (b) $9.0 \times 10^9 \text{ m}$ (c) $32.27 \times 10^{-20} \text{ J}$ (d) 6.2×10^{18}
- 2.48 10
- 2.49 $8.28 \times 10^{-10} \text{ J}$
- 2.50 $3.45 \times 10^{-22} \text{ J}$
- 2.51 (a) દેહલી તરંગલંબાઈ 652.46 nm (b) વિકિરણની દેહલી આવૃત્તિ $4.598 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$
(c) ઉત્સર્જિત ફોટોઇલેક્ટ્રોનની ગતિજ ઊર્જા = $9.29 \times 10^{-20} \text{ J}$,
ફોટોઇલેક્ટ્રોનનો વેગ = $4.516 \times 10^5 \text{ ms}^{-1}$
- 2.53 4.48 eV
- 2.54 $7.6 \times 10^3 \text{ eV}$
- 2.55 ટંશારેડ, 5
- 2.56 434 nm
- 2.57 455 pm
- 2.58 494.5 ms^{-1}
- 2.59 332 pm
- 2.60 $1.516 \times 10^{-38} \text{ m}$
- 2.61 વ્યાખ્યાપિત કરી શકાય નહિ કારણ કે ખરેખર માત્રા અનિશ્ચિતતા કરતાં ઓછી છે.
- 2.62 (v) < (ii) = (iv) < (vi) = (iii) < (i)
- 2.63 4p
- 2.64 (i) 2s (ii) 4d (iii) 3p
- 2.65 Si
- 2.66 (a) 3 (b) 2 (c) 6 (d) 4 (e) શૂન્ય
- 2.67 16

એકમ 5

- 5.1 2.5 bar
- 5.2 0.8 bar
- 5.4 70 g/mol
- 5.5 $M_B = 4M_A$
- 5.6 203.2 mL
- 5.7 $8.314 \times 10^4 \text{ Pa}$
- 5.8 1.8 bar
- 5.9 3g/dm³
- 5.10 124.7 g mol^{-1}
- 5.11 3/5
- 5.12 50 K

- 5.13 4.2154×10^{23} ઈલેક્ટ્રોન
 5.14 1.90956×10^6 કર્ષ
 5.15 56.025 bar
 5.16 3811.1 kg
 5.17 5.05 L
 5.18 40 g mol⁻¹
 5.19 0.8 bar

અકમ 6

- 6.1 (ii)
 6.2 (iii) 6.3 (ii)
 6.4 (iii)
 6.5 (i) 6.6 (iv)
 6.7 $q = + 701 \text{ J}$
 $w = - 394 \text{ J}$, કારણ કે પ્રકાલી વડે કાર્ય થયેલ છે.
 $\Delta U = 307 \text{ J}$
 6.8 -743.939 kJ
 6.9 1.067 kJ
 6.10 $\Delta H = -7.151 \text{ kJ mol}^{-1}$
 6.11 -314.8 kJ
 6.12 $\Delta_r H = -778 \text{ kJ}$
 6.13 $-46.2 \text{ kJ mol}^{-1}$
 6.14 -239 kJ mol^{-1}
 6.15 326 kJ mol^{-1}
 6.16 $\Delta S > 0$
 6.17 2000 K
 6.18 ΔH ગ્રાફ છે (બંધ ઊર્જા મુક્ત થઈ છે) ΔS ગ્રાફ છે (પરમાણુ કરતાં અણુમાં અસ્તવ્યસ્તતા ઓછી છે.)
 6.19 0.164 kJ, પ્રક્રિયા સ્વયંસ્કૃત નથી.
 6.20 $-5.744 \text{ kJ mol}^{-1}$
 6.21 NO(g) અસ્થાયી છે, પણ NO₂(g) બને છે.
 6.22 $q_{\text{surr}} = + 286 \text{ kJ mol}^{-1}$
 $\Delta S_{\text{surr}} = 959.73 \text{ J K}^{-1}$

અકમ 7

- 7.2 $12.229 \text{ mol L}^{-1}$
 7.3 2.67×10^4
 7.5 (i) 4.23×10^{-4} (ii) 1.90
 7.6 1.59×10^{-15}
 7.8 $[\text{N}_2] = 0.0482 \text{ mol L}^{-1}$, $[\text{O}_2] = 0.0933 \text{ mol L}^{-1}$, $[\text{N}_2\text{O}] = 6.6 \times 10^{-21} \text{ mol L}^{-1}$

- 7.9 NO 0.0352 mol અને Br_2 0.0178 mol
- 7.10 $7.47 \times 10^{11} \text{ M}^{-1}$
- 7.11 4.0
- 7.12 $Q_c = 2.379 \times 10^3$. ના, પ્રક્રિયા સંતુલનમાં નથી.
- 7.14 0.44
- 7.15 H_2 અને I_2 પ્રત્યેકના 0.068 mol L^{-1}
- 7.16 $[\text{I}_2] = [\text{Cl}_2] = 0.167 \text{ M}$, $[\text{ICl}] = 0.446 \text{ M}$
- 7.17 $[\text{C}_2\text{H}_6]_{\text{eq}} = 3.62 \text{ atm}$
- 7.18 (i) $[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5][\text{H}_2\text{O}] / [\text{CH}_3\text{COOH}][\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]$
(ii) 3.92 (iii) Q_c નું મૂલ્ય K_c કરતાં ઓછું છે માટે સંતુલન પ્રાપ્ત થશે નહિ.
- 7.19 બંને માટે 0.02 mol L^{-1}
- 7.20 $[\text{P}_{\text{CO}}] = 1.739 \text{ atm}$, $[\text{P}_{\text{CO}_2}] = 0.461 \text{ atm}$.
- 7.21 ના, પ્રક્રિયા વધુ નીપણ બનવા તરફ આગળ વધે છે.
- 7.22 $3 \times 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$
- 7.23 0.149
- 7.24 (a) -35.0 kJ, (b) 1.365×10^6
- 7.27 $[\text{P}_{\text{H}_2}]_{\text{eq}} = [\text{P}_{\text{Br}_2}]_{\text{eq}} = 2.5 \times 10^{-2} \text{ bar}$, $[\text{P}_{\text{HBr}}] = 10.0 \text{ bar}$
- 7.30 (b) 120.48
- 7.31 $[\text{H}_2]_{\text{eq}} = 0.96 \text{ bar}$
- 7.33 $2.86 \times 10^{-28} \text{ M}$
- 7.34 5.85×10^{-2}
- 7.35 NO_2^- , HCN , ClO_4^- , HF , H_2O , HCO_3^- , HS^-
- 7.36 BF_3 , H^+ , NH_4^+
- 7.37 F^- , HSO_4^- , CO_3^{2-}
- 7.38 NH_3 , NH_4^+ , HCOOH
- 7.41 2.42
- 7.42 $1.7 \times 10^{-4} \text{ M}$
- 7.43 $\text{F}^- = 1.5 \times 10^{-11}$, $\text{HCOO}^- = 5.6 \times 10^{-11}$, $\text{CN}^- = 2.08 \times 10^{-6}$
- 7.44 $[\text{ફોલેટ આપન}] = 2.2 \times 10^{-6}$, $\alpha = 4.47 \times 10^{-5}$, સોઝિયમ ફોલેટના દ્રાવકામાં $\alpha = 10^{-8}$
- 7.45 $[\text{HS}^-] = 9.54 \times 10^{-5}$, 0.1M HCl માં $[\text{HS}^-] = 9.1 \times 10^{-8} \text{ M}$, $[\text{S}^{2-}] = 1.2 \times 10^{-13} \text{ M}$,
0.1M HCl માં $[\text{S}^{2-}] = 1.09 \times 10^{-19} \text{ M}$
- 7.46 $[\text{Ac}^-] = 0.00093$, pH = 3.03
- 7.47 $[\text{A}^-] = 7.08 \times 10^{-5} \text{ M}$, $K_a = 5.08 \times 10^{-7}$, $pK_a = 6.29$
- 7.48 (a) 2.52 (b) 11.70 (c) 2.70 (d) 11.30
- 7.49 (a) 11.65 (b) 12.21 (c) 12.57 (d) 1.87
- 7.50 pH = 1.88, $pK_a = 2.70$
- 7.51 $K_b = 1.6 \times 10^{-6}$, $pK_b = 5.8$
- 7.52 $\alpha = 6.53 \times 10^{-4}$, $K_a = 2.35 \times 10^{-5}$
- 7.53 (a) 0.0018 (b) 0.00018
- 7.54 $\alpha = 0.0054$
- 7.55 (a) $1.48 \times 10^{-7} \text{ M}$, (b) 0.063 (c) $4.17 \times 10^{-8} \text{ M}$ (d) 3.98×10^{-7}
- 7.56 (a) $1.5 \times 10^{-7} \text{ M}$, (b) 10^{-5} M , (c) $6.31 \times 10^{-5} \text{ M}$ (d) $6.31 \times 10^{-3} \text{ M}$
- 7.57 $[\text{K}^+] = [\text{OH}^-] = 0.05 \text{ M}$, $[\text{H}^+] = 2.0 \times 10^{-13} \text{ M}$

- 7.58 $[\text{Sr}^{2+}] = 0.1581\text{M}$, $[\text{OH}^-] = 0.3162\text{M}$, $\text{pH} = 13.50$
- 7.59 $\alpha = 1.63 \times 10^{-2}$, $\text{pH} = 3.09$. 0.01M HCl ની હાજરીમાં $\alpha = 1.32 \times 10^{-3}$
- 7.60 $K_a = 2.09 \times 10^{-4}$ અને આયનીકરણ અંશ = 0.0457
- 7.61 $\text{pH} = 7.97$. જળવિભાજનનો અંશ = 2.36×10^{-5}
- 7.62 $K_b = 1.5 \times 10^{-9}$
- 7.63 NaCl , KBr ના દ્રાવણ તટસ્થ, NaCN , NaNO_2 અને KF ના દ્રાવણ બેલિક અને NH_4NO_3 નું દ્રાવણ એસિડિક છે.
- 7.64 (a) એસિડ દ્રાવણની $\text{pH} = 1.9$ (b) કારના દ્રાવણની $\text{pH} = 7.9$
- 7.65 $\text{pH} = 6.78$
- 7.66 (a) 12.6 (b) 7.00 (c) 1.3
- 7.67 સિલ્વર કોમેટ $S = 0.65 \times 10^{-4}\text{M}$; Ag^+ ની મોલારિટી = $1.30 \times 10^{-4}\text{M}$
 CrO_4^{2-} ની મોલારિટી = $0.65 \times 10^{-4}\text{M}$; બેરિયમ કોમેટ $S = 1.1 \times 10^{-5}\text{M}$;
 Ba^{2+} અને CrO_4^{2-} પ્રયોગની મોલારિટી $1.1 \times 10^{-5}\text{M}$; ફરિક હાઇડ્રોક્સાઈડ $S = 1.39 \times 10^{-10}\text{M}$;
 Fe^{3+} ની મોલારિટી = $1.39 \times 10^{-10}\text{M}$; $[\text{OH}^-]$ ની મોલારિટી = $4.17 \times 10^{-10}\text{M}$
લોડ કલોરાઈડ $S = 1.59 \times 10^{-2}\text{M}$; Pb^{2+} ની મોલારિટી = $1.59 \times 10^{-2}\text{M}$
 Cl^- ની મોલારિટી = $3.18 \times 10^{-2}\text{M}$; મરક્યુરસ આયોડાઈડ $S = 2.24 \times 10^{-10}\text{M}$;
 Hg_2^{2+} ની મોલારિટી = $2.24 \times 10^{-10}\text{M}$ અને Γ^- ની મોલારિટી = $4.48 \times 10^{-10}\text{M}$
- 7.68 સિલ્વર કોમેટ વધારે દ્રાવ્ય છે અને તેમની મોલારિટિનો ગુણોત્તર = 91.9
- 7.69 અવક્ષેપ નહિ થાય.
- 7.70 સિલ્વર બેન્જોએટ નીચી pH એ 3.317 ગણું વધારે દ્રાવ્ય છે.
- 7.71 દ્રાવણ માટે સૌથી ઊંચી મોલારિટી $2.5 \times 10^{-9}\text{M}$ છે.
- 7.72 2.43 લિટર પાણી
- 7.73 કેડમિયમ કલોરાઈડ દ્રાવણમાં અવક્ષેપન થશે.

પારિભાષિક શબ્દો

A

Absolute zero	નિરપેક્ષ શૂન્ય
Accuracy	ચોક્સાઈ
Actinide series	એક્ટિનાઈડ શ્રેણી
Adiabatic	સમોધી (રૂધોધી)
Alpha (α) particle scattering	આલ્ફા (α) ક્ષા પ્રક્રિયાનું પ્રોગ્રામ
experiment	
Anion	અનાયન (ક્લાયન)
Aqueous tension	જળીય તાત્કાલિક
Arrhenius acids and bases	આર્હેનિયસ એસિડ અને બેઇઝ
Atom	પરમાણુ
Atomic mass	પરમાણુવીય દળ
Atomic mass unit	પરમાણુવીય દળ એકમ
Atomic models	પરમાણુવીય નમૂના
Atomic number	પરમાણુવીય-ક્રમાંક
Atomic orbitals	પરમાણુવીય કક્ષકો
Atomic radius	પરમાણુવીય નિજ્યા
Atomic spectra	પરમાણુવીય વાળુવટ
Aufbau principle	આઉફબાઉ સિદ્ધાંત
Average atomic mass	સરેરાશ પરમાણુવીય દળ
Avogadro constant	એવોગોડ્રો અચળાંક
Avogadro Law	એવોગોડ્રો નિયમ
Azimuthal quantum number	ગૌણક કવોન્ટમ આંક

B

Balmer series	બામર શ્રેણી
Base physical quantities	પાયાની ભૌતિક રચિયાં
Bohr model of atom	પરમાણુનો બોહર નમૂનો
Bohr radius	બોહર નિજ્યા
Bond angle	બંધ કોણ
Bond dissociation energy	બંધ વિયોજન ઊર્જા
Bond enthalpy	બંધ એન્થાલ્પી
Bond length	બંધ લંਬાઈ
Bond order	બંધ ક્રમાંક
Born-Haber cycle	બૉર્ન-હેબર ચક્ક
Boundary surface diagrams	સીમા સપાઠી આરેખ
Boyle's law	બોઈલનો નિયમ
Boyle point	બોઈલ બિંદુ
Boyle temperature	બોઈલ તાપમાન
Bronsted -Lowry acids and bases	બોન્સ્ટેડ-લોરી એસિડ અને બેઇઝ
Buffer solution	બફર દ્રાવક

C

Canal rays	કેનાલ કિરણો
Cathode rays	કેથોડ કિરણો
Cathode ray tube	કેથોડ કિરણ નળી
Cation	કેટાયન (ધનાયન)
Charles' law	ચાર્લ્સનો નિયમ
Chalcogens	ચાલ્કોજન
Chemical equilibrium	રાસાયણિક સંતુલન
Chemical properties	રાસાયણિક ગુણ્યમો
Chemical reactivity	રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા

Combined gas law

Common ion effect

Compound

Conjugate acid -base pair સંયુગમ એસિડ-બેઇઝ જોડ (યુગમ)

Continuous spectrum

Covalent bond સતત વર્ક્પટ

Covalent radius સહસરોજક બધ

Critical pressure સહસરોજક નિજ્યા

Critical temperature કાંતિક તાપમાન

Critical volume કાંતિક કદ

Closed system બંધ પ્રક્રિયા

D Dalton's Atomic theory ડાલ્ટનનો પરમાણુવીય સિદ્ધાંત

Dalton's law of partial pressure ડાલ્ટનનો નાંશિક (વિભાગીય) દબાણનો નિયમ

Density ઘનતા

Deuterium ડ્યુટોરિયમ

Deviation from ideal gas આદર્શ વાયુ વર્તણુકમાંથી વિચલન બેહિયર

Diagonal relationship વિકષણીય સંબંધ

Diatomic molecules દ્વિપરમાણવાલા

Dimensional analysis પરિમાણાત્મક પૃથક્કરણ

Dipole moment દ્વિપુરુષ ચાકુમારા

Dipole-dipole force દ્વિપુરુષ-દ્વિપુરુષ-બળ

Dipole induced dipole forces દ્વિપુરુષ પ્રેરિત દ્વિપુરુષ બળ

Dispersion force વિસર્જન બળ

Dual behaviour of matter દ્વયાનો દ્વૈત સ્વભાવ

Dynamic equilibrium ગતિશીલ સંતુલન

E

Effective nuclear charge અસરકારક કેન્દ્રીય ભાર

Electron ઇલેક્ટ્રોન

Element તત્ત્વ

Electronegativity વિદ્યુતત્ત્કષાત્ત્વ

Electron gain enthalpy ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી

Electromagnetic radiation વિદ્યુતચ્યુબકીય વિકિરણ

Electromagnetic spectrum વિદ્યુતચ્યુબકીય વર્ક્પટ

Electronic configuration ઇલેક્ટ્રોનનીય રચના

Elements d-block d-વિભાગના તત્ત્વો

Elements p-block p-વિભાગના તત્ત્વો

Elements f-block f-વિભાગના તત્ત્વો

Elements s-block s-વિભાગના તત્ત્વો

Empirical formula પ્રમાણસૂચક સૂત્ર

Emission spectrum ઉત્સર્જન વર્ક્પટ

Enthalpy એન્થાલ્પી

Enthalpy change during phase transformation કલા રૂપાંતરણ દરમિયાન

Enthalpy of atomization એન્થાલ્પી ફેરફેર

Enthalpy of combustion પરમાણુવીયકરણ એન્થાલ્પી

Enthalpy of solution દ્રાવકણી એન્થાલ્પી

Entropy એન્ટ્રોપી

Equation of state અવસ્થા સમીકરણ

Equilibrium constant સંતુલન અચળાંક

Equilibrium equation	સંતુલન સમીકરણ
Equilibrium mixture	સંતુલન મિશ્રણ
Equilibrium vapour pressure	સંતુલન બાધ્ય દબાઅં
Exchange energy	વિનિમય ઊર્જા
Excited state of atom	પરમાણુની ઉત્તેજિત અવસ્થા
Extensive property	માત્રાત્મક ગુણ્ધર્મ

F

Fajan's rule	ફજાનનો નિયમ
First law of thermodynamics	ઉદ્ઘાગતિશાસ્ત્રનો પ્રથમ નિયમ
Formal charge	નિયમનિષ્ઠ ભાર
Formula mass	સૂત્રદળ

G

Gas	વાયુ
Gas laws	વાયુ નિયમો
Gay-Lussac's law of gaseous volume	ગો વ્યુસેકનો વાયુમય કણો નિયમ
Gay-Lussac's law, pressure-temperature relationship	ગો વ્યુસેકનો નિયમ, દબાણ-તાપમાન સંબંધ
Gibbs energy	ગિબ્સ ઊર્જા
Ground state of atom	પરમાણુની ખરા (ભૂમિ) અવસ્થા

H

Halogens	હેલોજન
Heisenberg's uncertainty principle	હાઈઝનબર્જનો અનિશ્ચિતતાનો સિદ્ધાંત
Hess's law	હેસનો નિયમ
Heterogeneous equilibria	વિષમાંગ સંતુલન
Homogeneous equilibria	સમાંગ સંતુલન
Hund's rule of maximum multiplicity	હુન્ડનો મહત્તમ ગુણકતાનો નિયમ
Hybridisation	સંકરણ
Hydrogen bonding	હાઈડ્રોજન બંધન
Hydrogen spectrum	હાઈડ્રોજન વર્ષાપટ
Hydronium ion	હાઈડ્રોનિયમ આયન

I

Ideal gas equation	આર્થ વાયુ સમીકરણ
Intermolecular forces	આંતર આધ્વીય બળો
Internal energy	આંતરિક ઊર્જા
Intensive property	વિશેષ ગુણ્ધર્મો
Ionic bond	આયનીય બંધ
Ionic equilibrium	આયનીય સંતુલન
Ionic product of water	પાણીનો આયનીય ગુણકાર
Ionic radius	આયનીય ત્રિજ્યા
Ionization constant	આયનીકરણ અચણાંક
Ionization enthalpy	આયનીકરણ અન્યાન્યાલ્યી
Ionization of acids and bases	ઓસિડ અને બેઇઝનું આયનીકરણ
Isobar	સમભારક
Isocore	આઇસોકોર
Isoelectronic species	સમાંલેક્ટ્રોનીય સીસિઝ
Isolated system	નિરાળી પ્રણાલી
Isotherm	સમતાપ
Isotopes	સમસ્થાનિક

K

Kelvin temperature scale	કેલ્વિન તાપમાન માપકમ
Kössel -Lewis approach	કોસેલ-લૂઈસ અભિગમ

L

Lanthanide series	લન્થેનાઈડ શ્રેષ્ઠી
Lattice enthalpy	લેટિસ એન્થાલ્પી
Law of chemical equilibrium	રાસાયણિક સંતુલનનો નિયમ
Law of conservation of mass	દળસચયનો નિયમ
Law of definite proportion	નિશ્ચિત પ્રમાણનો નિયમ
Law of multiple proportions	ગુણક પ્રમાણનો નિયમ
Law of Octaves	અષ્ટકનો નિયમ
Law of Triads	નિપુણીનો નિયમ
Le Chatelier's principle	લ શેટેલિયરનો સિદ્ધાંત
Lewis acids and bases	લૂઈસ એસિડ અને બેઇઝ
Lewis dot structure	લૂઈસ બિંદુ રચના
Lewis symbols	લૂઈસ સંશાઓ
Limiting reagent	સીમિત પ્રક્રિયક
Line spectrum	રેખા વર્ષાપટ
Linear combination of atomic orbitals (LCAO)	પરમાણવીય કક્ષકોનું રૈન્ચિક સંગઠન (LCAO)
Liquid	પ્રવાહી
Liquid state	પ્રવાહી અવસ્થા
Liquid-vapour equilibrium	પ્રવાહી-બાધ્ય સંતુલન
Liquifaction of gases	વાયુઓનું પ્રવાહીકરણ
London force	લંડન બળ

M

Magnetic orbital quantum number	ચુંબકીય કક્ષકીય કવોન્ટમ આંક
Mass	દળ
Mass number	દળ ક્રમાંક
Mass per cent	દળ ટકા
Matter	દ્રવ્ય
Measurement, English system	માપન, ઇંગ્લિશ પદ્ધતિ
Measurement, Metric system	માપન, મેટ્રિક પદ્ધતિ
Measurement, Volume	માપન, કદ
Mendeleev's periodic law	મેન્ડેલીફનો આવર્ત નિયમ
Metallic radius	ધાત્વીય ત્રિજ્યા
Metalloids	અર્ધધતુઓ
Metals	ધતુઓ
Mixture	મિશ્રણ
Mixture heterogeneous	મિશ્રણ વિષમાંગ
Mixture homogeneous	મિશ્રણ સમાંગ
Modern periodic law	આધુનિક આવર્ત નિયમ
Molarity	મોલારિટી
Molar enthalpy of fusion	મોલર ગલન એન્થાલ્પી
Molar enthalpy of vaporization	મોલર બાધન એન્થાલ્પી
Molar mass	મોલર દળ
Molarity	મોલારિટી
Mole	મોલ
Mole fraction	મોલ અંશ
Molecular formula	આધ્વીય સૂત્ર
Molecular mass	આધ્વીય દળ
Molecular orbital theory	આધ્વીય કક્ષક વાદ
Molecule	અણુ

N

National standards of measurements	માપનના રાષ્ટ્રીય માનાંકો (પ્રમાણિત)
Neutron	ન્યૂટ્રોન
Noble gases	ઉમદા (નિષ્ઠિય) વાયુઓ
Nodes	નોડ

Non-metals

અધારુ

Nucleons

ન્યૂક્લિયોન

Nucleus

કેન્દ્ર (ન્યૂક્લિયસ, નાનિ)

O

Octet rule

અષ્ટક નિયમ

Open system

ખૂલ્લી પ્રણાલી

Orbit

કક્ષા

Orbitals

કક્ષકો

Orbital overlap

કક્ષકીય સંમિશ્રણ

Oxidation state

ઓક્સિડેશન અવસ્થા

P

Particle nature

કક્ષ સ્વભાવ

Pauli's exclusion principle

પौલીનો નિષેધ (ભાક્ટાની) સિદ્ધાંત

Percentage composition

ટકાવાર સંખણ

Periodic groups

આવર્તનીય સમૂહ

Periodic table long form

આવર્તકોઈક દીર્ઘ રૂપ

Periodic table periods

આવર્તકોઈક હરોળ

Periodicity of valence

સંયોજકતાની આવર્તનીયતા

pH scale

pH માપકમ

Photoelectric effect

ફોટોઇલોક્ટ્રોક અસર

Physical properties

ભૌતિક ગુણ્યમ્યો

 π (pi) bond π (પાઈ) બંધ

Planck's quantum theory

પ્લાન્કનો ક્વોન્ટમ વાદ

Polyatomic molecules

બહુપરમાણીય અણુ

Precision

પરિશુદ્ધતા

Principal quantum number

મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક

Protium

પ્રોટિયમ

Proton

પ્રોટોન

Pure substance

શુદ્ધ પદાર્થ

Q

Quantum

ક્વોન્ટમ

Quantum mechanics

ક્વોન્ટમ યંત્રશાસ્ત્ર

R

Radioactive elements

રેઝિયોસિક્યિ તત્ત્વો

Radioactivity

રેઝિયોસિક્યતા

Reaction quotient

પ્રક્રિયા ભાગફળ

Reference standard

સંદર્ભ માનાંક

Representative elements

પ્રતિનિધિ તત્ત્વો

Resonance structures

સસ્યંદન રચના

Rutherford model of atom

પરમાણુનો રૂથરફોર્ડનો નમૂનો

Rydberg constant

રીડર્બર્ગ અચળાંક

S

Schrödinger wave equation

શ્રોડિઝર તરંગ સમીકરણ

Scientific notation

વૈજ્ઞાનિક સંકેત

Screening effect

સ્ક્રીનિંગ (આવરણ) અસર

Semi-metals

અર્ધ ધ્યાતુઓ

Shell

કોશ

Shielding effect

શીલ્ડિંગ (પરિરક્ષણ) અસર

Shielding of electrons

ઈલેક્ટ્રોનનું શીલ્ડિંગ (પરિરક્ષણ)

SI base units

પાયાના SI એકમો

 σ (Sigma) bond σ (સિગ્મા) બંધ

Significant figures

અર્થસૂચક (સાર્થક) આંક

SI system of units

એકમની SI પદ્ધતિ

SI system prefixes

SI પદ્ધતિ પૂર્વગો

SI unit of density

ઘનતાનો SI એકમ

SI unit of mass

દળનો SI એકમ

SI unit of temperature

તાપમાનનો SI એકમ

SI unit of volume

કદનો SI એકમ

Solid

ઘન

Solid-gas equilibrium

ઘન-વાયુ સંતુલન

Solid-liquid equilibrium

ઘન-પ્રવાહી સંતુલન

Solubility product constant

પ્રાયત્તા ગુણાકાર અચળાંક

Spectroscopy

સ્પેક્ટ્રોસ્કોપી (સ્પેક્ટ્રોમિટી)

Spectrum

વર્ણપત્ર

Speed of light

પ્રકાશની જડપ

Spin quantum number

અમણ ક્વોન્ટમ આંક

Spontaneous process

સ્વયંસ્કૃતિ (સ્વયંબુ) પ્રકમ

Standard ambient temperature

પ્રમાણિત પરિવેશી તાપમાન

and pressure

અને દબાંશ

Standard enthalpy of combustion

દહનની પ્રમાણિત ઔન્થાલ્બી

Standard enthalpy of formation

સર્જનની પ્રમાણિત ઔન્થાલ્બી

State functions

અવસ્થા વિષેય

State variables

અવસ્થા ચલ

Stoichiometry

તત્વયોગભિત્તિ

Subatomic particles

અવપરમાણવીય કક્ષ

Sublevel

ઉપસ્તર (ઉપસપાટી)

Subshell

ઉપકોશ (પેટાકોશ)

Surface tension

પૃષ્ઠતાણ

Surroundings

પર્યાવરણ

System

પ્રણાલી

T

Temperature scales

તાપમાન માપકમ

Thermal energy

ઉષ્ણીય ઉજ્જીવ

Thermal interactions

ઉષ્ણાગતીય પારસ્પારિક ડિયાઓ

Thermochemical

ઉષ્ણાગતીય રાસાયણિક સમીકરણ

equations

ઉષ્ણાગતીય માપકમ

Thermodynamic scale

ઉષ્ણાગતીય અવસ્થા

Thermodynamic state

થોમસન નમૂનો

Thomson model

દેહલી આવત્તિ

Threshold frequency

સંકાંતિ શ્રેષ્ઠી

Transition series

ત્રોટિયમ

Tritium

U

Unified mass

એકીકૃત દળ

Universal gas constant

સાર્વત્રિક વાયુ અચળાંક

V

Valence bond theory

સંયોજકતા બંધનવાદ

Valence electron

સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોનોન

van der Waals forces

વાન્ડ ડર વાલ્સ બળ

Vapour pressure

બાષ્ય દબાંશ

Viscosity

સ્નાન્યતા

Visible light

દર્શય પ્રકાશ

VSEPR theory

VSEPR સિદ્ધાંત

W

Wave number

તરંગ સંખ્યા

Weight

વજન

નોંધ