

રસાયણવિજ્ઞાન

ભાગ I

ધોરણ XI



પ્રતિજ્ઞાપત્ર

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 જણ સાથે સભ્યતાથી વર્તીશ.
હું મારા દેશ અને દેશબાંધવોને મારી નિષ્ઠા અર્પું છું.
તેમનાં કલ્યાણ અને સમૃદ્ધિમાં જ મારું સુખ રહ્યું છે.



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



ગુજરાત રાજ્ય શાળા 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. ભટ્ટ
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 કિરણ કે. પુરોહિત
શ્રી શેખર બી. ગોર
શ્રી નિરવ એન. શાહ
શ્રી મિતેષ એચ. પંચોલી

ભાષાશુદ્ધિ

શ્રી મનીષ કે. પંચાલ

સંયોજન

ડૉ. ચિરાગ એચ. પટેલ
(વિષય-સંયોજક : ભૌતિકવિજ્ઞાન)

નિર્માણ-સંયોજન

શ્રી આશિષ એચ. બોરીસાગર
(નાયબ નિયામક : શૈક્ષણિક)

મુદ્રણ-આયોજન

શ્રી હરેશ એસ. લીમ્બાયીયા
(નાયબ નિયામક : ઉત્પાદન)

પ્રસ્તાવના

રાષ્ટ્રીય સ્તરે સમાન અભ્યાસક્રમ રાખવાની સરકારશ્રીની નીતિના અનુસંધાને ગુજરાત સરકાર તથા ગુજરાત માધ્યમિક અને ઉચ્ચતર માધ્યમિક શિક્ષણ બોર્ડ દ્વારા તા. 25/10/2017ના ઠરાવ ક્રમાંક મશભ/1217/1036/છ થી શાળા કક્ષાએ 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 મૂકતાં 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, ભોપાલથી ઉપસ્થિત રહેલા નિષ્ણાતોની સાથે એક ત્રિદિવસીય કાર્યશિબિરનું આયોજન કરવામાં આવ્યું અને પાઠ્યપુસ્તકને અંતિમ સ્વરૂપ આપવામાં આવ્યું. જેમાં, ડૉ. એસ. કે. મકવાણા (RIE, ભોપાલ), ડૉ. કલ્પના મસ્કી (RIE, ભોપાલ), ડૉ. આઈ. એમ. ભટ્ટ, 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.

ડૉ. એમ. આઈ. જોષી
નિયામક
તા. 26-10-2017

ડૉ. નીતિન પેથાણી
કાર્યવાહક પ્રમુખ
ગાંધીનગર

પ્રથમ આવૃત્તિ : 2018

પ્રકાશક : ગુજરાત રાજ્ય શાળા પાઠ્યપુસ્તક મંડળ, 'વિદ્યાયન', સેક્ટર 10-એ, ગાંધીનગર વતી, ડૉ. એમ. આઈ. જોષી, નિયામક
મુદ્રક :

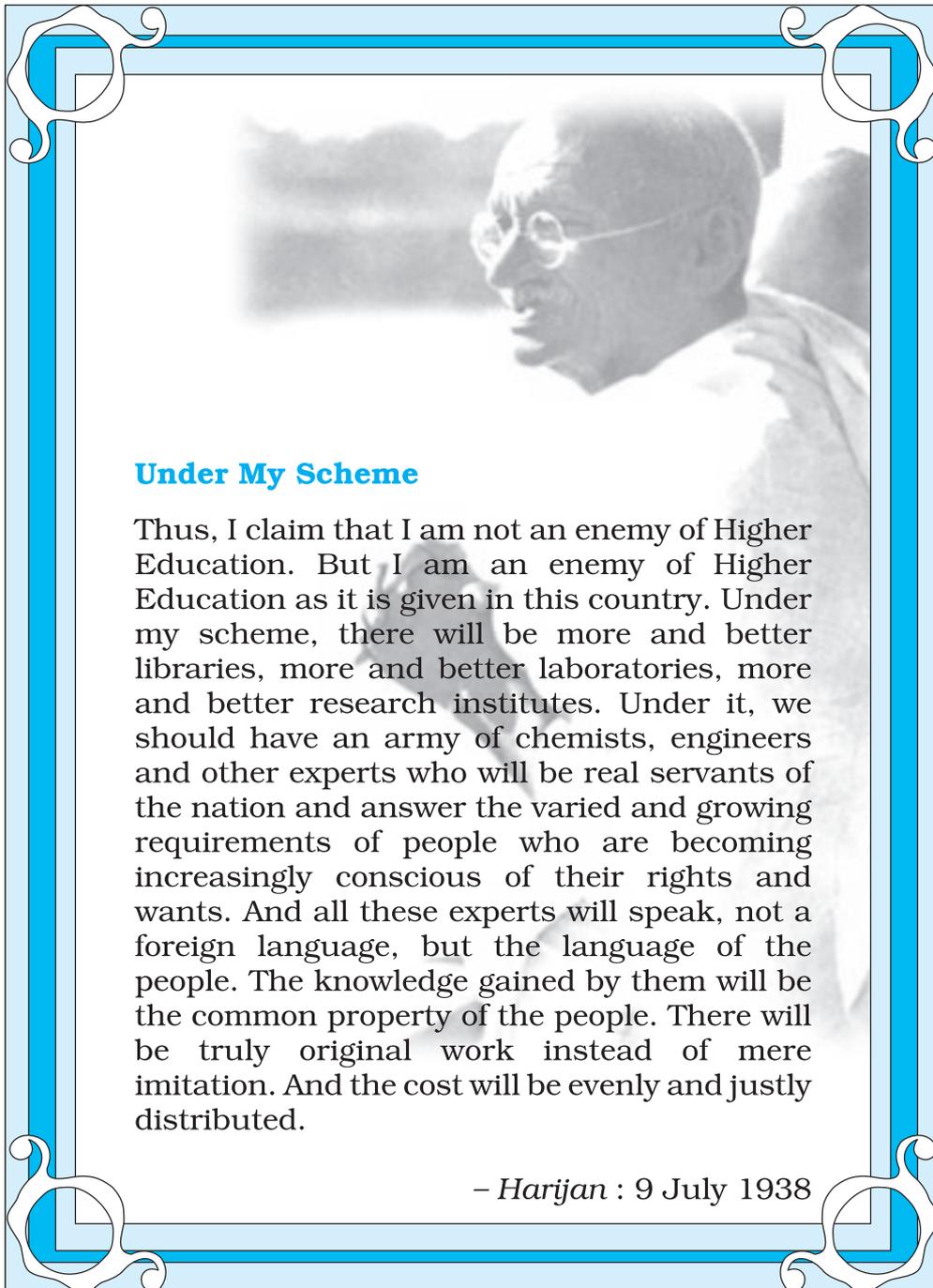
FOREWORD

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.



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.

અનુક્રમણિકા

	Foreword	iii
એકમ 1	રસાયણવિજ્ઞાનની કેટલીક પાયાની સંકલ્પનાઓ	1
	1.1 રસાયણવિજ્ઞાનની અગત્ય	1
	1.2 દ્રવ્યનો સ્વભાવ (પ્રકૃતિ)	2
	1.3 દ્રવ્યના ગુણધર્મો અને તેમના માપન	4
	1.4 માપનમાં અનિશ્ચિતતા	8
	1.5 રાસાયણિક સંયોગીકરણના નિયમો	11
	1.6 ડાલ્ટનનો પરમાણ્વીય સિદ્ધાંત	13
	1.7 પરમાણ્વીય અને આણ્વીયદળ	13
	1.8 મોલ સંકલ્પના અને મોલરદળ	15
	1.9 બંધારણીય (સંઘટનીય) ટકાવારી	15
	1.10 તત્ત્વયોગમિતિ અને તત્ત્વયોગમિતિય ગણતરીઓ	17
એકમ 2	પરમાણુનું બંધારણ	26
	2.1 અવપરમાણ્વીય કણો	27
	2.2 પરમાણ્વીય નમૂના	29
	2.3 પરમાણુના બોહ્રના નમૂના તરફ દોરી જતો વિકાસ	34
	2.4 હાઈડ્રોજન પરમાણુ માટેનો બોહ્રનો નમૂનો	42
	2.5 પરમાણુ ક્વોન્ટમ યાંત્રિકીય નમૂના તરફ	46
	2.6 પરમાણુનો ક્વોન્ટમ યાંત્રિકીય નમૂનો	49
એકમ 3	તત્ત્વોનું વર્ગીકરણ અને ગુણધર્મોમાં આવર્તિતા	70
	3.1 આપણને તત્ત્વોના વર્ગીકરણની આવશ્યકતા શા માટે જરૂરી જણાઈ ?	70
	3.2 આવર્તી વર્ગીકરણની ઉત્પત્તિ	71
	3.3 આધુનિક આવર્ત નિયમ અને આવર્તકોષ્ટકનું વર્તમાન સ્વરૂપ	75
	3.4 100થી વધુ પરમાણ્વીય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વોનું નામકરણ	75
	3.5 તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના અને આવર્તકોષ્ટક	78
	3.6 ઇલેક્ટ્રોનીય રચના અને તત્ત્વોના પ્રકાર : s -, p -, d -, f - વિભાગો	79
	3.7 તત્ત્વોના ગુણધર્મોમાં આવર્તી વલણ	82

એકમ 4	રાસાયણિક બંધન અને આણ્વીય રચના	96
4.1	રાસાયણિક બંધન અંગેનો કોસેલ-લુઈસ અભિગમ	97
4.2	આયનીય અથવા વિદ્યુતસંયોજક બંધ	102
4.3	બંધ પ્રાયલો	103
4.4	સંયોજકતા કોશ ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ અપાકર્ષણ (VSEPR) સિદ્ધાંત	108
4.5	સંયોજકતા બંધનવાદ	113
4.6	સંકરણ	116
4.7	આણ્વીય કક્ષકવાદ	121
4.8	કેટલાક સમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણ્વીય અણુઓમાં બંધન	125
4.9	હાઈડ્રોજન બંધન	127
એકમ 5	દ્રવ્યની અવસ્થાઓ	132
5.1	આંતરઆણ્વીય બળો	133
5.2	ઉષ્મીય ઊર્જા	135
5.3	આંતરઆણ્વીય બળો વિરુદ્ધ ઉષ્મીય પારસ્પારિક ક્રિયાઓ	135
5.4	વાયુમય અવસ્થા	135
5.5	વાયુ નિયમો	136
5.6	આદર્શ વાયુ સમીકરણ	141
5.7	વાયુઓનો ગતિજ ઊર્જા આણ્વીયવાદ	143
5.8	વાસ્તવિક વાયુઓની વર્તણૂક : આદર્શ વાયુ વર્તણૂકમાંથી વિચલન	146
5.9	વાયુઓનું પ્રવાહીકરણ	148
5.10	પ્રવાહી અવસ્થા	150
એકમ 6	ઉષ્માગતિશાસ્ત્ર	155
6.1	ઉષ્માગતિય પર્યાયો	156
6.2	અનુપ્રયોગો	159
6.3	ΔU અને ΔH નું માપન (કેલરીમિતી)	164
6.4	એન્થાલ્પી ફેરફાર, પ્રક્રિયાની $\Delta_r H$ – પ્રક્રિયા એન્થાલ્પી	165
6.5	જુદા જુદા પ્રકારની પ્રક્રિયાઓ માટે એન્થાલ્પી	171
6.6	સ્વયંસ્ફૂરણ (સ્વતઃતા)	176
6.7	ગીબ્સ ઊર્જા ફેરફાર અને સંતુલન	181

એકમ 7	સંતુલન	186
7.1	ભૌતિક પ્રક્રમમાં સંતુલન	187
7.2	રાસાયણિક પ્રક્રમમાં સંતુલન-ગતિશીલ સંતુલન	190
7.3	રાસાયણિક સંતુલનનો નિયમ અને સંતુલન અચળાંક	192
7.4	સમાંગ સંતુલન	195
7.5	વિષમાંગ સંતુલન	197
7.6	સંતુલન અચળાંકના અનુપ્રયોગો	199
7.7	સંતુલન અચળાંક K, પ્રક્રિયા ભાગફળ Q અને ગીબ્સ ઊર્જા G વચ્ચે સંબંધ	202
7.8	સંતુલનને અસર કરતાં પરિબલો	202
7.9	દ્રાવણમાં આયનીય સંતુલન	206
7.10	એસિડ, બેઈઝ અને ક્ષાર	207
7.11	એસિડ અને બેઈઝના આયનીકરણ	210
7.12	બફર દ્રાવણો	220
7.13	અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારના દ્રાવ્યતા સંતુલન	222
	પરિશિષ્ટ	232
	જવાબો	246
	પારિભાષિક શબ્દો	251

આપણું રાષ્ટ્રગીત

જન-ગણ-મન અધિનાયક જય હે,
ભારત ભાગ્ય વિધાતા.
પંજાબ સિંધ ગુજરાત મરાઠા
દ્રાવિડ ઉત્કલ બંગા
વિંધ્ય હિમાચલ યમુના ગંગા
ઉચ્છલ જલધિ તરંગા
તવ શુભ નામે જાગે,
તવ શુભ આશિષ માગે.
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...

- જીવનના જુદા જુદા ક્ષેત્રોમાં રસાયણવિજ્ઞાનની ભૂમિકાઓ સમજી શકશો અને કદર કરી શકશો.
- દ્રવ્યની ત્રણ અવસ્થાઓની લાક્ષણિકતાઓને સમજાવી શકશો.
- જુદા જુદા પદાર્થોનું તત્ત્વ, મિશ્રણ અને સંયોજનમાં વર્ગીકરણ કરી શકશો.
- SI આધારિત એકમોની વ્યાખ્યા આપી શકશો અને કેટલાક સામાન્ય રીતે વપરાતા પૂર્વગોની યાદી બનાવી શકશો.
- વૈજ્ઞાનિક સંકેતોનો ઉપયોગ કરીને સંખ્યા પર કેટલાક સાદા ગણિતીય પ્રચાલન (operations)નો ઉપયોગ કરી શકશો.
- પરિશુદ્ધતા (precision) અને ચોકસાઈ (accuracy) વચ્ચેનો ભેદ જાણી શકશો.
- અર્થસૂચક અંક (સાર્થક અંક) નક્કી કરી શકશો.
- ભૌતિક રાશિઓને એક પદ્ધતિમાંથી બીજી પદ્ધતિઓના એકમોમાં પરિવર્તિત કરી શકશો.
- રાસાયણિક સંયોગીકરણના જુદા જુદા નિયમો સમજાવી શકશો.
- પરમાણ્વીયદળ, સરેરાશ પરમાણ્વીયદળ, આણ્વીયદળ અને સૂત્ર દળની સમાલોચના કરી શકશો.
- મોલ અને મોલર દળ જેવા પદોનું વર્ણન કરી શકશો.
- સંયોજનનું નિર્માણ કરતાં જુદા જુદા ઘટકતત્ત્વોની દળથી ટકાવારીની ગણતરી કરી શકશો.
- સંયોજનના પ્રમાણસૂચક સૂત્ર (empirical formula) અને આણ્વીય સૂત્ર આપેલા પ્રાયોગિક પરિણામો પરથી નક્કી કરી શકશો.
- તત્ત્વયોગમિતીય (stoichiometric) ગણતરીઓ કરી શકશો.

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

– રોઆલ્ડ હોફમેન (Roald Hoffmann)

રસાયણવિજ્ઞાન દ્રવ્યનું સંઘટન, બંધારણ અને ગુણધર્મો સાથે સંકળાયેલ છે. આ બાબતો દ્રવ્યના પાયાના ઘટકો પરમાણુ અને અણુ દ્વારા સૌથી સારી રીતે વર્ણવી અને સમજી શકાય. આથી જ કહેવાય છે કે રસાયણવિજ્ઞાન પરમાણુ અને અણુનું વિજ્ઞાન છે. શું આપણે આ સ્પીસિઝને જોઈ શકીએ, વજન કરી શકીએ અથવા અનુભવી શકીએ ? શું દ્રવ્યના આપેલા દળમાં પરમાણુ અને અણુઓની સંખ્યા ગણી શકીએ અને આ કણો (પરમાણુઓ અને અણુઓ)ની સંખ્યા તથા દળ વચ્ચે જથ્થાત્મક સંબંધ મેળવી શકીએ ? આવા કેટલાક પ્રશ્નોના ઉત્તર આપણે આ એકમ દ્વારા આપીશું. આ ઉપરાંત આપણે દ્રવ્યના ભૌતિક ગુણધર્મો આંકડાકીય કિંમતોનો ઉપયોગ કરીને જથ્થાત્મક રીતે અનુકૂળ એકમો દ્વારા વર્ણવી શકીએ.

1.1 રસાયણવિજ્ઞાનની અગત્ય (Importance of Chemistry)

કુદરતને વર્ણવવાના અને સમજવાના સતત માનવીય પ્રયત્નો તરીકે આપણે વિજ્ઞાનને અભિપ્રેત કરી શકીએ. અનુકૂળતા ખાતર વિજ્ઞાનને જુદી જુદી શાખાઓમાં વિભાજિત કરવામાં આવેલ છે; જેમ કે રસાયણવિજ્ઞાન, ભૌતિકવિજ્ઞાન, જીવવિજ્ઞાન, ભૂસ્તરવિજ્ઞાન વગેરે. રસાયણવિજ્ઞાન વિજ્ઞાનની એવી શાખા છે કે જે દ્રવ્યનું સંઘટન, ગુણધર્મો અને પારસ્પરિક ક્રિયાઓનો અભ્યાસ કરે છે. રસાયણશાસ્ત્રીઓ રાસાયણિક રૂપાંતરો કેવી રીતે થાય છે તે જાણવામાં રસ ધરાવે છે. રસાયણવિજ્ઞાન વિજ્ઞાનમાં કેન્દ્રીય ભૂમિકા ભજવે છે અને અનેકવાર ભૌતિકવિજ્ઞાન, જીવવિજ્ઞાન, ભૂસ્તરવિજ્ઞાન વગેરે સાથે પણ પારસ્પરિક રીતે વણાયેલ છે. રસાયણવિજ્ઞાન રોજિંદા જીવનમાં પણ અગત્યનો ભાગ ભજવે છે.

હવામાનની તરાહો, મગજની કાર્યપદ્ધતિ અને કમ્પ્યુટરનું પ્રચાલન (operation) જેવા અનેકવિધ ક્ષેત્રોમાં રાસાયણિક સિદ્ધાંતો અગત્યનાં છે. ખાતર, આલ્કલી, એસિડ, ક્ષાર, રંગક, પોલિમર, ઔષધ, સાબુ, પ્રક્ષાલક, ધાતુ, મિશ્રધાતુ તથા અન્ય અકાર્બનિક અને કાર્બનિક રસાયણ સહિતના નવા દ્રવ્યોના ઉત્પાદન કરતાં રાસાયણિક ઉદ્યોગો રાષ્ટ્રીય અર્થવ્યવસ્થામાં બહોળા પ્રમાણમાં 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. આ જ રીતે ઘણી જીવનરક્ષક ઔષધો જેવી કે સીસ-પ્લેટિન અને ટેક્સોલ, જે કેન્સરની સારવારમાં અસરકારક છે અને AZT (એઝિડોથાયમિડીન) એઈડ્સનો ભોગ બનેલાને મદદરૂપ છે; તેમનું વાનસ્પતિક કે પ્રાણીજ સ્રોતમાંથી અલગીકરણ કરવામાં આવેલ છે અથવા સાંશ્લેષિક પદ્ધતિથી બનાવાયેલા છે.

રાસાયણિક સિદ્ધાંતોની વધુ સમજણને કારણે હવે વિશિષ્ટ ગુણધર્મો જેવાં કે ચુંબકીય, વિદ્યુતીય અને પ્રકાશીય ગુણધર્મો ધરાવતાં નવા પદાર્થોનું સંશ્લેષણ, ઉત્પાદન અથવા નિર્માણ શક્ય બન્યું છે. આને લીધે અતિવાહક સીરેમીક, વાહકતા ધરાવતા પોલિમર, ઓપ્ટિકલ ફાઈબર અને ઘન 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) રેફ્રિજરન્ટ જેવાં કે CFCs (ક્લોરોફ્લોરો કાર્બન્સ)ના સલામત વિકલ્પને સાંશ્લેષિત કરી શકાયા છે. જેથી સમતાપ આવરણમાં ઓઝોન ક્ષયને ઘટાડી શકાયેલ છે. તેમ છતાં ઘણી મોટી પર્યાવરણીય સમસ્યાઓને મહાત કરવા માટે રસાયણવિજ્ઞાનીઓએ કમર કસવાની છે. આમાંની એક સમસ્યા ગ્રીન હાઉસ વાયુઓ જેવાં કે મિથેન, કાર્બન ડાયોક્સાઈડ વગેરેનું વ્યવસ્થાપન કરવાનું છે. જૈવરાસાયણિક પ્રક્રમોને સમજવાનું, રસાયણોના મોટા પાયા પરના ઉત્પાદન માટે ઉત્સેચકોનો ઉપયોગ અને નવા વિદેશી (exotic) પદાર્થોનું ઉત્પાદન વગેરે રસાયણશાસ્ત્રીઓની આવનાર પેઢીને માટે બૌદ્ધિક પડકાર (ચેલેન્જ) છે. ભારત જેવા વિકસતા દેશમાં આવા પડકારોને ઝીલવા માટે કુશાગ્ર અને સર્જનાત્મક રસાયણશાસ્ત્રીઓની જરૂર પડશે.

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.



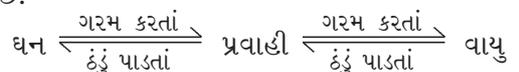
આકૃતિ 1.1 ઘન, પ્રવાહી અને વાયુમય અવસ્થામાં કણોની ગોઠવણી

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.

તમે એ પણ જાણો છો કે દ્રવ્ય ત્રણ ભૌતિક અવસ્થાઓ જેવીકે ઘન, પ્રવાહી અને વાયુ તરીકે અસ્તિત્વ ધરાવે છે. દ્રવ્યના ઘટક કણો આ ત્રણેય અવસ્થામાં કેવી રીતે રહેલાં હોય છે, તે આકૃતિ 1.1માં દર્શાવેલ છે. ઘનમાં આ કણો એકબીજાની ઘણાં જ નજીક હોય છે અને વ્યવસ્થિત ક્રમબદ્ધ રીતે ગોઠવાયેલા હોય છે જેથી તેમની હેરફેર માટેની મુક્તિ વધુ હોતી નથી. પ્રવાહીમાં કણો એકબીજાની નજીક હોય છે પરંતુ આજુબાજુમાં હરીફરી શકે છે, જ્યારે વાયુમાં કણો ઘન અને પ્રવાહીની સરખામણીમાં એકબીજાથી ઘણા દૂર હોય છે અને તેમની હેરફેર સરળ અને ઝડપી હોય છે. આ પ્રકારની કણોની ગોઠવણીને લીધે દ્રવ્યની જુદી જુદી અવસ્થાઓ નીચે પ્રમાણેની લાક્ષણિકતાઓ દર્શાવે છે.

- ઘનને ચોક્કસ કદ અને ચોક્કસ આકાર હોય છે.
- પ્રવાહીને ચોક્કસ કદ હોય છે પણ ચોક્કસ આકાર હોતો નથી. તેમનો આકાર તેમને જે પાત્રમાં ભરવામાં આવે છે તે પ્રમાણેના પાત્ર જેવો હોય છે.
- વાયુઓને ચોક્કસ કદ કે ચોક્કસ આકાર હોતા નથી. તેઓને જે પાત્રમાં ભરવામાં આવે તેમાં બધે જ ફેલાઈ જઈ આપા પાત્રને ભરી દે છે.

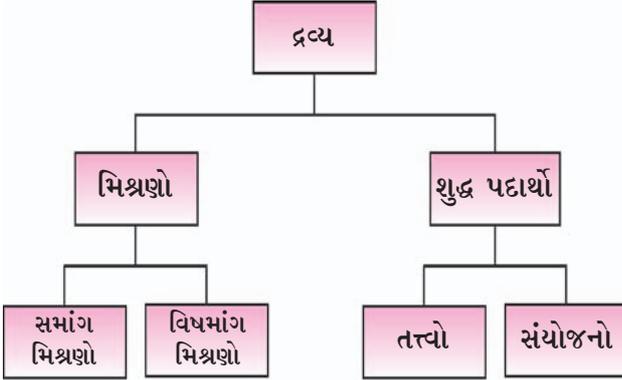
તાપમાન અને દબાણની પરિસ્થિતિમાં ફેરફાર કરવાથી દ્રવ્યની આ ત્રણ અવસ્થાઓ એકબીજામાં રૂપાંતરિત થઈ શકે છે.



ઘનને ગરમ કરતાં સામાન્ય રીતે પ્રવાહીમાં ફેરવાય છે અને પ્રવાહીને વધારે ગરમ કરતાં વાયુમય (અથવા બાષ્પીય)

અવસ્થામાં ફેરવાય છે. આનાથી ઉલટા ક્રમમાં વાયુને ઠંડો કરતાં તે પ્રવાહીકૃત થાય છે અને પ્રવાહીને આગળ ઉપર ઠંડું કરતાં તે ઘન સ્વરૂપમાં ઠરે છે.

સ્થૂળદર્શીય (macroscopic) અથવા જથ્થામય (bulk) સ્તરે દ્રવ્યને શુદ્ધ પદાર્થો અથવા મિશ્રણ તરીકે વર્ગીકૃત કરી શકાય. આનું ઉપવિભાજન આકૃતિ 1.2માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે કરી શકાય.



આકૃતિ 1.2 દ્રવ્યનું વર્ગીકરણ

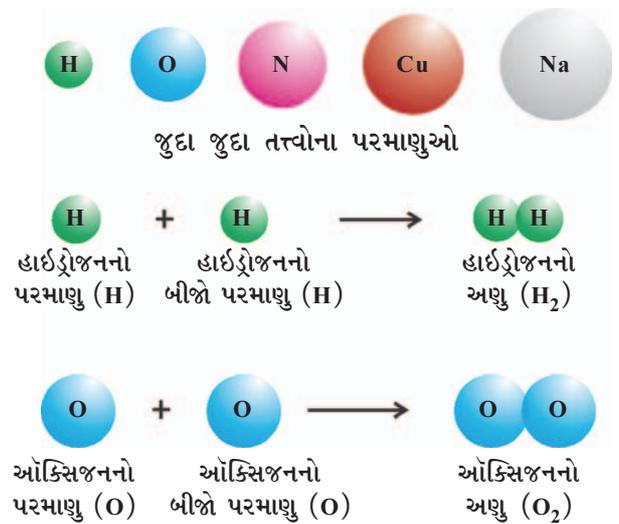
તમારી આસપાસ (ચોપાસ) રહેલા ઘણા બધા પદાર્થો મિશ્રણ છે. ઉદાહરણ તરીકે ખાંડનું પાણીમાં દ્રાવણ, હવા, ચા વગેરે બધા જ મિશ્રણ છે. મિશ્રણમાં બે કે વધુ પદાર્થો (ગમે તે પ્રમાણમાં) રહેલા હોય છે. જેને તેના ઘટકો કહેવાય છે. મિશ્રણ સમાંગ અથવા વિષમાંગ હોઈ શકે છે. સમાંગ મિશ્રણમાં ઘટકો એકબીજા સાથે સંપૂર્ણ રીતે મિશ્ર થાય 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 દાણા સાથે ઘણીવાર કાંકરા અથવા માટીના કણો 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 મિશ્રણમાંના ઘટકોને ભૌતિક પદ્ધતિઓ જેવી કે હાથ વડે વીણવું, ગાળણ, સ્ફટિકીકરણ, નિસ્ચંદન વગેરેથી અલગ કરી શકાય.

શુદ્ધ પદાર્થોને મિશ્રણ કરતાં અલગ લાક્ષણિકતાઓ હોય છે. તેમનું સંઘટન નિશ્ચિત હોય છે; જ્યારે મિશ્રણમાં ઘટકો ગમે તે પ્રમાણમાં હોય છે અને તેમનું સંઘટન ચલિત (બદલાતું) હોય છે. કોપર, સિલ્વર, ગોલ્ડ, પાણી, ગ્લુકોઝ,

શુદ્ધ પદાર્થોના કેટલાક ઉદાહરણો છે. ગ્લુકોઝ કાર્બન, હાઈડ્રોજન અને ઓક્સિજન નિશ્ચિત પ્રમાણમાં ધરાવે છે અને તેથી અન્ય શુદ્ધ પદાર્થોની જેમ નિશ્ચિત સંઘટન ધરાવે છે. વળી શુદ્ધ પદાર્થના ઘટકોને સાદી ભૌતિક પદ્ધતિઓથી અલગ કરી શકાતા નથી.

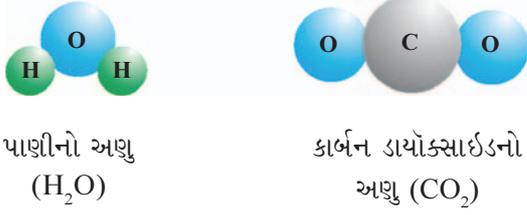
શુદ્ધ પદાર્થોને તત્ત્વ અને સંયોજન તરીકે વધુ વર્ગીકૃત કરી શકાય. તત્ત્વ એક જ પ્રકારના કણો ધરાવે છે. આ કણો પરમાણુઓ કે અણુઓ હોય છે. તમે અગાઉના ધોરણોમાં કરેલા અભ્યાસ પરથી પરમાણુ અને અણુ વિશે માહિતગાર છો. તેમ છતાં તેમના વિશે વિગતવાર અભ્યાસ એકમ 2માં કરશો. સોડિયમ, કોપર, સિલ્વર, હાઈડ્રોજન, ઓક્સિજન વગેરે તત્ત્વોના કેટલાક ઉદાહરણો છે. આ બધા એક જ પ્રકારના પરમાણુના 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 કેટલાક તત્ત્વોમાં બે કે વધારે પરમાણુઓ જોડાઈને તત્ત્વનો અણુ બનાવે છે. આમ, હાઈડ્રોજન, નાઈટ્રોજન અને ઓક્સિજન જેવા વાયુઓ અણુના બનેલા છે. જેમાં તેમના બે પરમાણુઓ જોડાઈને તેમના અનુવર્તી અણુઓ આપે છે. આ આકૃતિ 1.3માં દર્શાવેલ છે.

જ્યારે જુદા જુદા તત્ત્વોના બે કે વધુ પરમાણુઓ સંયોજાય છે ત્યારે સંયોજનનો અણુ મળે છે. આવા કેટલાક સંયોજનોના ઉદાહરણ પાણી, એમોનિયા, કાર્બન ડાયોક્સાઈડ અને ખાંડ



આકૃતિ 1.3 પરમાણુઓ અને અણુઓની રજૂઆત

વગેરે છે. પાણી અને કાર્બન ડાયોક્સાઇડના અણુ આકૃતિ 1.4માં દર્શાવેલ છે.



આકૃતિ 1.4 પાણી અને કાર્બન ડાયોક્સાઇડના અણુઓ

તમે ઉપર જોયું કે પાણીનો એક અણુ બે હાઇડ્રોજન પરમાણુઓ અને એક ઓક્સિજન પરમાણુ ધરાવે છે. એ જ રીતે કાર્બન ડાયોક્સાઇડનો એક અણુ બે ઓક્સિજન અને એક કાર્બન પરમાણુ 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 સંયોજવાથી બનેલું સંયોજન એટલે કે પાણી પ્રવાહી છે. એ નોંધવું રસપ્રદ છે કે હાઇડ્રોજન ધડાકા સાથે સળગે છે, જ્યારે ઓક્સિજન દહનનો સહાયક છે; પરંતુ પાણી અગ્નિશામક તરીકે વપરાય છે.

આ ઉપરાંત સંયોજનના ઘટકોને સાદા પદાર્થોમાં ભૌતિક પદ્ધતિઓથી અલગ કરી શકાય નહિ. તેમને રાસાયણિક પદ્ધતિઓથી અલગ કરી શકાય.

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

દરેક પદાર્થને વિશિષ્ટ અથવા લાક્ષણિક ગુણધર્મો હોય છે. આ ગુણધર્મોને બે વિભાગમાં વહેંચી શકાય. ભૌતિક ગુણધર્મો અને રાસાયણિક ગુણધર્મો.

ભૌતિક ગુણધર્મો એવા ગુણધર્મો છે કે જે પદાર્થનું સંઘટન બદલ્યા વગર અથવા તેની ઓળખ બદલ્યા વગર માપી કે અવલોકી શકાય. ભૌતિક ગુણધર્મોના કેટલાક ઉદાહરણો રંગ, વાસ, ગલનબિંદુ, ઉત્કલનબિંદુ, ઘનતા વગેરે છે. રાસાયણિક ગુણધર્મોના માપન કે અવલોકન કરવા માટે રાસાયણિક ફેરફાર થવો જરૂરી છે. રાસાયણિક ગુણધર્મોના ઉદાહરણોમાં જુદા જુદા પદાર્થોની લાક્ષણિક પ્રક્રિયાઓ છે.

જેમાં એસિડિકતા અથવા બેઝિકતા, દહનશીલતા વગેરેનો સમાવેશ થાય 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. અહીંયા 6 સંખ્યા છે અને m મીટર દર્શાવે છે જે માપન કરેલ લંબાઈનો એકમ છે. દુનિયાના જુદા જુદા ભાગોમાં માપનની બે જુદી જુદી પદ્ધતિઓ વપરાતી હતી. ઈંગ્લિશ પદ્ધતિ અને મેટ્રિક પદ્ધતિ. 'મેટ્રિક પદ્ધતિ' જેનો ઉદ્ભવ ફ્રાન્સમાં અઢારમી સદીના ઉત્તરાર્ધમાં થયેલો તે ઘણી જ અનુકૂળ હતી, કારણ કે તેનો આધાર દશાંશ પદ્ધતિ હતો. વૈજ્ઞાનિક સમાજને સમાન પ્રમાણિત પદ્ધતિની જરૂરિયાત જણાઈ. આવી પદ્ધતિ 1960માં પ્રસ્થાપિત થઈ જેની વિગતે ચર્ચા નીચે કરેલી છે :

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

એકમોની આંતરરાષ્ટ્રીય પદ્ધતિ (ફ્રેન્ચ ભાષામાં Le Systeme International d' - Unite's - ટૂંકાણમાં 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 તે ઈન્ટર ગવર્નમેન્ટલ ટ્રીટી ઓર્ગેનાઈઝેશન તરીકે જે CGPM તરીકે દર્શાવાય છે તે ડિપ્લોમેટિક સંધિ 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 આધારિત 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 ઝડપભેર અભ્યાસ કરીએ.

કોષ્ટક 1.1 પાયાની ભૌતિક રાશિઓ અને તેમના એકમો

પાયાની ભૌતિક રાશિ	રાશિની સંજ્ઞા	SI એકમનું નામ	SI એકમની સંજ્ઞા
લંબાઈ	l	મીટર	m
દળ	m	કિલોગ્રામ	kg
સમય	t	સેકન્ડ	s
વિદ્યુત પ્રવાહ	I	એમ્પિયર	A
ઉષ્માગતિકીય તાપમાન	T	કેલ્વિન	K
પદાર્થનો જથ્થો	n	મોલ	mol
પ્રદીપ્ત તીવ્રતા	I_v	કેન્ડેલા	cd

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 (પ્રોટોટાઈપ) જેટલું દળ.
સમયનો એકમ	સેકન્ડ	એક સેકન્ડ સીઝીયમ-133 પરમાણુની ધરા અવસ્થાના બે અતિસૂક્ષ્મ સ્તરોની વચ્ચે થતી સંક્રાંતિના અનુવર્તી વિકિરણના 9192631770 આવર્તોનો સમયગાળો છે.
વિદ્યુત પ્રવાહનો એકમ	એમ્પિયર	એમ્પિયર એક એવો અચળ પ્રવાહ છે જે બે અનંત લંબાઈના બે સીધા સમાંતર વાહકો જેમના આડછેદ નહિવત્ અને શૂન્યાવકાશમાં એક મીટર અંતરે ગોઠવેલા છે અને આ વાહકોની વચ્ચેનું બળ 2×10^{-7} ન્યૂટન પ્રતિ મીટર લંબાઈ પર હોય છે.
ઉષ્માગતિકીય તાપમાનનો એકમ	કેલ્વિન	ઉષ્માગતિકીય તાપમાનનો એકમ કેલ્વિન કે જે પાણીના ત્રિબિંદુના ઉષ્માગતિકીય તાપમાનનો 1/273.16 મો ભાગ છે.
પદાર્થના 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 સંજ્ઞા મોલ (mol) છે. (2) જ્યારે મોલનો ઉપયોગ કરવામાં આવે ત્યારે પ્રાથમિક સ્પીસિઝનો નિર્દેશ થવો જ જોઈએ. પ્રાથમિક સ્પીસિઝ તરીકે પરમાણુઓ, અણુઓ, આયનો, ઇલેક્ટ્રોન, અન્ય કણો અથવા આવા કોઈપણ કણોનો નિર્દેશિત સમૂહ હોઈ શકે.
પ્રદીપ્ત તીવ્રતાનો એકમ	કેન્ડેલા	કેન્ડેલા 540×10^{12} હર્ટ્ઝ આવૃત્તિવાળા સ્રોતની જ્યોતિ તીવ્રતા છે. જે એકવર્ણી (monochromatic) વિકિરણનું આપેલ દિશામાં ઉત્સર્જન કરે છે અને તેની વિકિરણ તીવ્રતા 1/683 વોટ પ્રતિ સ્ટર્ડિયન તે દિશામાં હોય છે.

કોષ્ટક 1.3 SI પદ્ધતિમાં વપરાતા પૂર્વગો

ગુણક	પૂર્વગ	સંજ્ઞા
10 ⁻²⁴	યોક્ટો	y
10 ⁻²¹	ઝેપ્ટો	z
10 ⁻¹⁸	એટ્ટો	a
10 ⁻¹⁵	ફેમ્ટો	f
10 ⁻¹²	પિકો	p
10 ⁻⁹	નેનો	n
10 ⁻⁶	માઈક્રો	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	એક્ઝા	E
10 ²¹	ઝેટા	Z
10 ²⁴	યોટ્ટા	Y

1.3.2 દળ અને વજન (Mass and Weight)

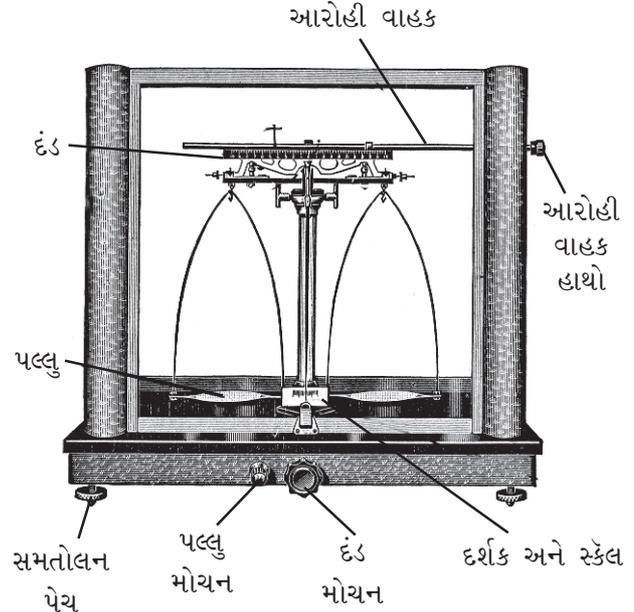
પદાર્થનું દળ તેમાં રહેલ દ્રવ્યનો જથ્થો છે. જ્યારે વજન પદાર્થ પર લાગતું ગુરુત્વાકર્ષણ બળ છે. પદાર્થનું દળ અચળ હોય છે જ્યારે તેનું વજન એક સ્થળેથી બીજા સ્થળે બદલાય છે, કારણ કે ગુરુત્વાકર્ષણ બળ બદલાય છે. આ પદોનો ઉપયોગ કરવામાં તમારે કાળજી રાખવી જોઈશે.

પ્રયોગશાળામાં પદાર્થનું દળ વૈશ્લેષિક (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.

કદ : કદનો એકમ (લંબાઈ)³ છે. આથી SI એકમમાં કદનો એકમ m³ છે, પરંતુ રાસાયણિક પ્રયોગશાળામાં નાના

કદનો ઉપયોગ થાય છે. આથી કદને માટે સેમી³ (cm)³ અથવા ડેસીમી³ (dm)³ એકમ વપરાય છે.



આકૃતિ 1.5 વૈશ્લેષિક તુલા

માપનના આંતરરાષ્ટ્રીય પ્રમાણિતો (માનકો) (Standards) જાળવી રાખવા

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

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

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

$$1L = 1000 \text{ mL}, 1000 \text{ cm}^3 = 1\text{dm}^3$$

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

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

ઘનતા :

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

$$\begin{aligned} \text{ઘનતાનો SI એકમ} &= \frac{\text{દળનો SI એકમ}}{\text{કદનો SI એકમ}} \\ &= \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \text{ અથવા } \text{kg m}^{-3} \end{aligned}$$

આ એકમ ઘણો મોટો હોવાથી રસાયણશાસ્ત્રી મુખ્યત્વે ઘનતાને g cm^{-3} માં દર્શાવે છે, જ્યાં દળ ગ્રામમાં અને કદ સેમી³ માં દર્શાવેલ હોય છે.

તાપમાન :

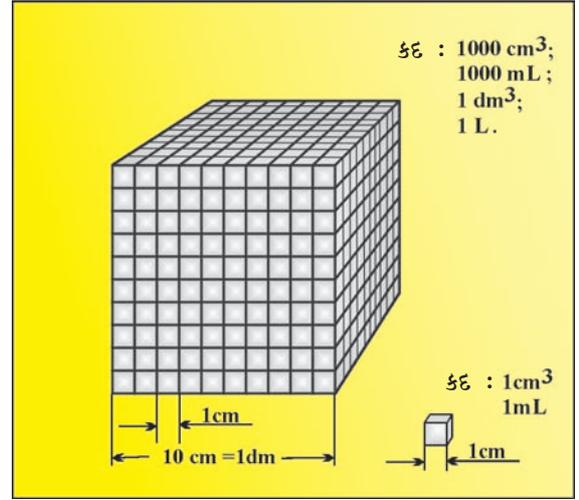
તાપમાન માપવા માટે ત્રણ સામાન્ય માપક્રમ છે : °C (અંશ સેલ્સિયસ), °F (અંશ ફેરનહીટ) અને K (કેલ્વિન). અહીંયા K, SI એકમ છે. આ માપક્રમ પર આધારિત થર્મોમીટર આકૃતિ 1.8માં દર્શાવેલા છે. સામાન્ય રીતે સેલ્સિયસ માપક્રમવાળા થર્મોમીટર 0° થી 100° સુધી અંકિત કરેલા હોય છે. જેમાં આ બંને તાપમાનો અનુક્રમે પાણીના ઠારબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ છે. ફેરનહીટ માપક્રમ 32° થી 212° વચ્ચે દર્શાવેલ છે.

બંને માપક્રમના તાપમાન એકબીજા સાથે નીચેનો સંબંધ ધરાવે છે :

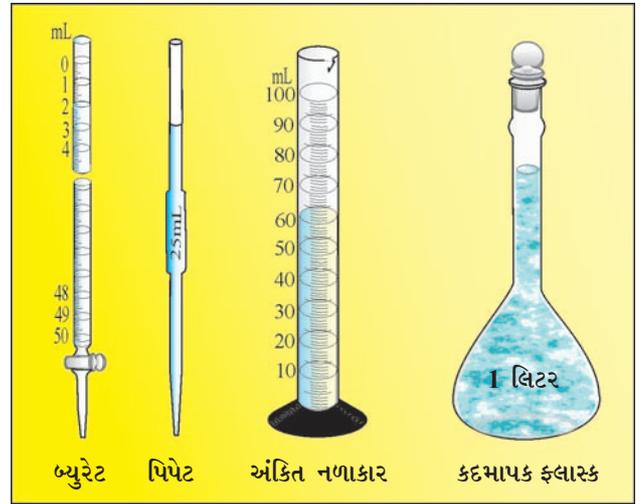
$$^{\circ}\text{F} = \frac{9}{5}(^{\circ}\text{C}) + 32$$

કેલ્વિન માપક્રમ સેલ્સિયસ માપક્રમ સાથે નીચે પ્રમાણે સંબંધિત છે :

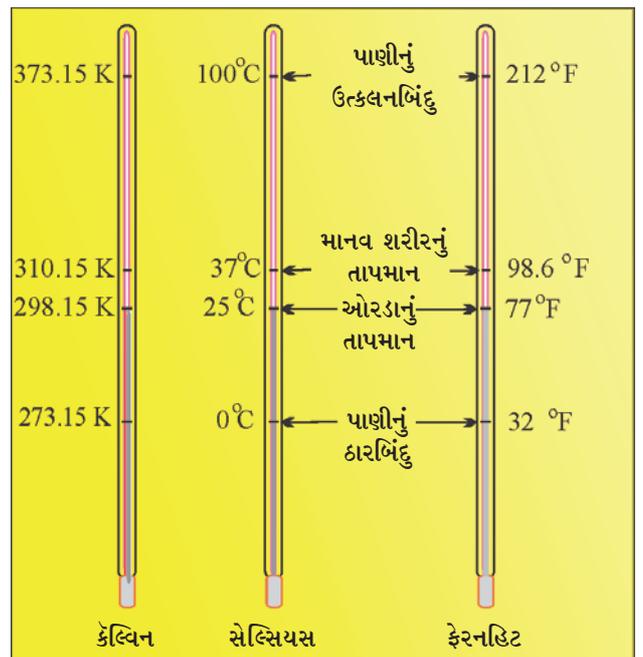
$$\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273.15$$



આકૃતિ 1.6 કદ દર્શાવવા વપરાતા જુદા જુદા એકમો



આકૃતિ 1.7 કેટલાક કદમાપક સાધનો



આકૃતિ 1.8 જુદા જુદા તાપમાન માપક્રમના થર્મોમીટર

ગુણાકાર અને ભાગાકાર :

આ બે ક્રિયાઓ 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 બંને ક્રિયાઓ 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 બંનેના 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 માપનમાં તેની સાથે કેટલાંક પ્રમાણમાં અનિશ્ચિતતા સંકળાયેલી હોય. તેમ છતાં પરિણામો હંમેશા ચોક્કસ અને પરિશુદ્ધ હોવા જોઈએ. જ્યારે આપણે માપનની વાત કરીએ છીએ ત્યારે ચોકસાઈ (accuracy) અને પરિશુદ્ધતા (precision)ના સંદર્ભમાં વિચારીએ છીએ.

પરિશુદ્ધિનો સંદર્ભ એક જ જથ્થાના જુદા જુદા માપન વચ્ચે નજીકપણા(closeness)નો હોય છે, જ્યારે ચોકસાઈ 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 ત્રીજો 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 બંને છે. આને વધુ સ્પષ્ટતાથી કોષ્ટક 1.4માં આપેલ માહિતીથી વધારે સારી રીતે સમજી શકાશે.

કોષ્ટક 1.4 પરિશુદ્ધતા અને ચોકસાઈ દર્શાવતી 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

પ્રાયોગિક કે ગણતરી કરેલ મૂલ્યોમાં રહેલી અનિશ્ચિતતાને અર્થસૂચક અંકોની સંખ્યા દ્વારા દર્શાવી કરી શકાય છે. અર્થસૂચક અંક અર્થપૂર્ણ 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 દશાંશચિહ્નનું 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 દશાંશચિહ્નની જમણી બાજુએ આવેલા હોય તો. ઉદાહરણ તરીકે 0.200 g માં ત્રણ અર્થસૂચક અંકો છે.

પરંતુ દશાંશચિહ્ન સિવાયની સંખ્યામાં જમણી બાજુ આવેલા શૂન્ય અર્થસૂચક નથી. ઉદાહરણ તરીકે 100માં એક જ અર્થસૂચક અંક છે.

(5) ચોક્કસ અંકને અનંત સંખ્યામાં અર્થસૂચક અંકો હોય છે. ઉદાહરણ તરીકે 2 દડા અથવા 20 ઈંડાં. આમાં અર્થસૂચક અંક અનંત હોય છે. કારણ કે આ ચોક્કસ અંક છે અને તેમને અનંત અંક સુધી દર્શાવી શકાય. જેમ કે $2 = 2.000000$ અથવા $20 = 20.000000$ જ્યારે અંકને વૈજ્ઞાનિક સંકેત પદ્ધતિમાં લખવામાં આવે છે ત્યારે 1 અને 10ની વચ્ચેના અંકોની સંખ્યા અર્થસૂચક અંકની સંખ્યા આપે છે.

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

અર્થસૂચક અંકનો સરવાળો અને બાદબાકી :

પરિણામોમાં મળતા અંકો બન્ને મૂળ અંકોથી દશાંશ-ચિહ્નની જમણી બાજુના અંક કરતાં વધારે હોઈ શકે નહિ.

$$\begin{array}{r} 12.11 \\ 18.0 \\ 1.012 \\ \hline 31.122 \end{array}$$

અહીંયા 18.0ને દશાંશચિહ્ન પછી એક જ અર્થસૂચક અંક છે અને તેથી પરિણામને દશાંશચિહ્નથી જમણી બાજુ એક અંક સુધી દર્શાવાય છે. તેથી 31.122ને 31.1 તરીકે દર્શાવવી પડે.

અર્થસૂચક અંકના ગુણાકાર અને ભાગાકાર :

આ બન્ને ક્રિયાઓમાં 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 ક્રિયાઓના 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 એકમોને એક પદ્ધતિમાંથી બીજી 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 :

ઘાતુનો એક ટુકડો 3 ઈંચ (ઈંચને in વડે દર્શાવાય છે) લાંબો છે. તેની લંબાઈ cmમાં કેટલી હશે ?

આપણે જાણીએ છીએ કે $1 \text{ in} = 2.54 \text{ cm}$.

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 નહિ.

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 ઇચ્છિત એકમ મળશે. એટલે કે અંશ ઇચ્છિત પરિણામમાં જરૂરી બનશે.

એ પણ નોંધવું જોઈએ કે ઉપરના ઉદાહરણમાં 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.

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

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

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 ?

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,

એટલે કે 2 દિવસ = સેકન્ડ

એકમ અવયવને એક જ 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 :



એન્ટોની લેવોઝિયર
(1743—1794)

1.5.1 દળ સંચયનો નિયમ (Law of Conservation of Mass)

આ નિયમ નિવેદિત કરે છે કે, દ્રવ્યનું સર્જન કે વિનાશ થઈ શકતો નથી.

આ નિયમ 1789માં એન્ટોની લેવોઝિયરે (Antonie Lavoisier) રજૂ કર્યો હતો. ઉપરના તારણો પર પહોંચવા માટે તેમણે દહન પ્રક્રિયાઓનો કાળજીપૂર્વક પ્રાયોગિક અભ્યાસ કરેલો. આ નિયમ રાસાયણવિજ્ઞાનમાં થયેલા કેટલાક પશ્ચાત્તુ 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 ફ્રેન્ચ રાસાયણશાસ્ત્રી જોસેફ પ્રાઉસ્ટ (Joseph Proust) દ્વારા રજૂ થયેલો. તેમણે નિવેદિત કર્યું કે, આપેલ સંયોજન હંમેશાં વજનથી સરખા પ્રમાણમાં તત્વો ધરાવે છે.



જોસેફ પ્રાઉસ્ટ
(1754—1826)

પ્રાઉસ્ટે કોપર કાર્બોનેટના બે નમૂના સાથે કાર્ય કરેલું જેમાંનો એક કુદરતી સ્રોતમાંથી અને બીજો સાંશ્લેષિત હતો. અને નોંધ્યું કે નીચે દર્શાવ્યા પ્રમાણે બન્ને નમૂનામાં રહેલા તત્વોનું સંઘટન (composition) સરખું છે.

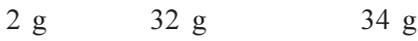
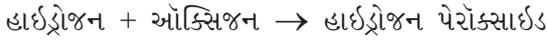
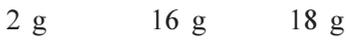
	કોપરના %	ઓક્સિજનના %	કાર્બનના %
કુદરતી નમૂનો	51.35	9.74	38.91
સાંશ્લેષિત નમૂનો	51.35	9.74	38.91

આમ સ્રોત 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 ડાલ્ટને (Dalton) 1803માં રજૂ કર્યો હતો. આ નિયમ પ્રમાણે, જ્યારે બે તત્ત્વો સંયોજાઈને એક કરતાં વધારે સંયોજનો બનાવે છે ત્યારે એક તત્ત્વના દળ, બીજા તત્ત્વના સંયોજતા નિશ્ચિત (fixed) દળ સાથે જોડાય છે તે નાની પૂર્ણાંક સંખ્યાના ગુણોત્તરમાં હોય છે.

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



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

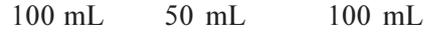
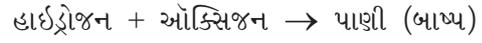
1.5.4 ગે લ્યુસેકનો વાયુમય કદનો નિયમ (Gay Lussac's Law of Gaseous Volumes)

આ નિયમ ગે લ્યુસેકે (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 દબાણે હોય તો તેમના કદ સાદો ગુણોત્તર દર્શાવે છે.



જોસેફ લુઈસ
ગે લ્યુસેક

આમ, 100 mL હાઈડ્રોજન 50 mL ઓક્સિજન સાથે સંયોજાય તો 100 mL પાણીની બાષ્પ મળે છે.



આમ હાઈડ્રોજન 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 પૂર્ણાંક ગુણોત્તર હકીકતમાં કદથી નિશ્ચિત પ્રમાણનો નિયમ છે. અગાઉ સમજાવેલ નિશ્ચિત પ્રમાણનો નિયમ દળના અનુસંધાનમાં હતો. ગે લ્યુસેકના નિયમને યોગ્ય રીતે એવોગેડ્રોના કાર્યોના આધારે 1811માં સમજાવવામાં આવ્યો હતો.

1.5.5 એવોગેડ્રો નિયમ (Avogadro Law)

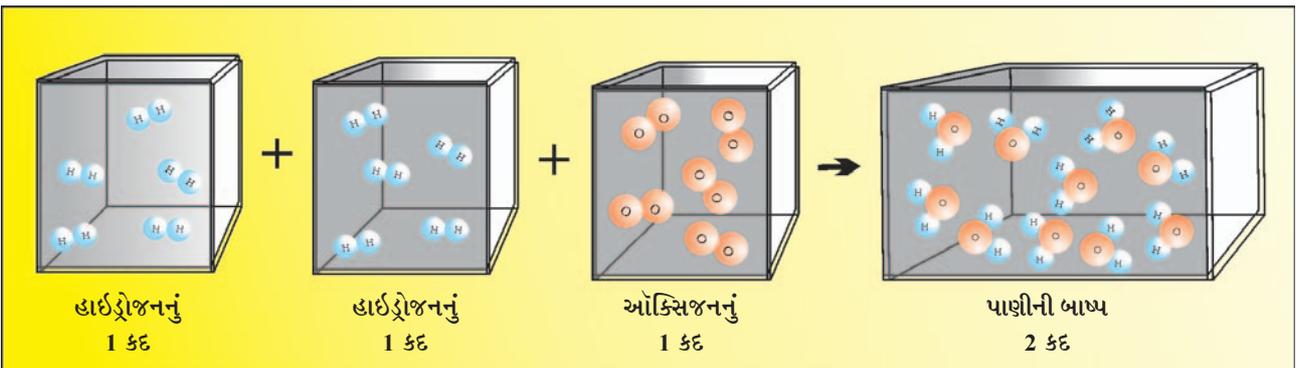
એવોગેડ્રોએ 1811માં સૂચવ્યું કે સમાન તાપમાને અને દબાણે વાયુઓના સમાન કદ, સમાન સંખ્યામાં અણુઓ ધરાવે છે. એવોગેડ્રોએ પરમાણુ અને અણુ વચ્ચે ભેદ સમજાવ્યો, જે હાલના સમયમાં સ્પષ્ટ સમજી શકાય તેમ છે. આપણે હાઈડ્રોજન અને ઓક્સિજનના સંયોજવાથી પાણી બનવાની પ્રક્રિયાનો ફરી વિચાર કરીએ તો



લોરેન્ઝો રોમેનો એમિલિો
કાર્લો એવોગેડ્રો
એડીકાર્લો
(1776-1856)

કહી શકાય કે હાઈડ્રોજનના બે કદ ઓક્સિજનના એક કદ સાથે સંયોજાય છે અને બે કદ પાણી મળે છે અને પ્રક્રિયા પામ્યા વિનાનો ઓક્સિજન રહેતો નથી.

એ નોંધો કે આકૃતિ 1.9માં દર્શાવેલ દરેક પેટીમાં અણુની સંખ્યા સરખી છે. ખરેખર એવોગેડ્રો ઉપરના પરિણામોને અણુ બહુપરમાણવીય હોય છે, તેમ સ્વીકારીને સમજાવી શક્યા હોત, જો હાઈડ્રોજન અને ઓક્સિજનને દ્વિપરમાણવીય ગણ્યા હોત. જેમ હાલના સમયમાં સ્વીકારાયેલ છે, તો ઉપરોક્ત પરિણામો સરળતાથી સમજી શકાય, પરંતુ તે સમયે ડાલ્ટન અને અન્ય વૈજ્ઞાનિકો માનતા હતા કે એક જ પ્રકારના પરમાણુઓ એકબીજા



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

સાથે સંયોજાઈ શકે નહિ અને હાઈડ્રોજન કે ઓક્સિજનના બે પરમાણુ ધરાવતો અણુ સંભવી શકે નહિ. એવોગેડ્રોની દરખાસ્ત ફ્રેન્ચ **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 કેનિઝારો (Stanislao Cannizzaro)એ રાસાયણિક તત્ત્વજ્ઞાનના અભ્યાસનો એક સ્કેચ રજૂ કર્યો હતો, જેથી એવોગેડ્રોના કાર્યની અગત્યને મહત્ત્વ અપાયું.

1.6 ડાલ્ટનનો પરમાણ્વીય સિદ્ધાંત (Dalton's Atomic Theory)

દ્રવ્ય નાના અવિભાજ્ય કણો a-tomio (જેનો અર્થ થાય છે કે અવિભાજ્ય)નું પગેરું ગ્રીક તત્ત્વજ્ઞાની 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.



જહોન ડાલ્ટન
(1776—1884)

1808માં ડાલ્ટને 'A New System of Chemical Philosophy' (રાસાયણિક તત્ત્વજ્ઞાનની નવી પદ્ધતિ) પ્રકાશિત કરેલ. જેમાં નીચે પ્રમાણેની રજૂઆત કરવામાં આવી હતી :

1. દ્રવ્ય અવિભાજ્ય પરમાણુઓનું બનેલું છે.
2. આપેલ તત્ત્વના બધા જ પરમાણુઓ સમાન ગુણધર્મ ધરાવે છે, જેમાં સમાન દળનો પણ સમાવેશ થાય છે. જુદા જુદા તત્ત્વોના પરમાણુઓના દળ જુદા જુદા હોય છે.
3. જ્યારે જુદા જુદા તત્ત્વોના 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 શકાતો નથી અથવા નાશ કરી શકાતો નથી. ડાલ્ટનનો સિદ્ધાંત રાસાયણિક સંયોજન (સંયોગીકરણ)ના નિયમો સમજાવી શક્યો છે.

1.7 પરમાણ્વીય અને આણ્વીયદળ (Atomic and Molecular Masses)

પરમાણુ અને અણુ વિશે કાંઈક ખ્યાલ આવ્યા પછી એ અહીંયા એ યોગ્ય છે કે આપણે પરમાણ્વીય અને આણ્વીય દળો એટલે શું તે સમજીએ.

1.7.1 પરમાણ્વીયદળ (Atomic Mass)

પરમાણ્વીયદળ અથવા પરમાણુનું દળ હકીકતમાં ઘણું ઓછું હોય છે. કારણ કે પરમાણુ અતિ નાના હોય છે. હાલમાં આપણે ખૂબ જ આધુનિક પદ્ધતિ દા.ત., દળ સ્પેક્ટ્રોમિત્રિ, જેના ઉપયોગથી વધુ ચોકસાઈથી પરમાણ્વીયદળ નક્કી કરી શકીએ છીએ, પરંતુ ઓગણીસમી સદીમાં વૈજ્ઞાનિકો એક પરમાણુનું દળ બીજા પરમાણુની સાપેક્ષમાં પ્રાયોગિક રીતે અગાઉ દર્શાવ્યા પ્રમાણે નક્કી કરી શક્યા હતા. હાઈડ્રોજન જે સૌથી હલકો પરમાણુ છે તેનું અડસદે દળ 1 ગણવામાં આવ્યું. (કોઈ પણ એકમ વગર) અને બીજા પરમાણુના દળ તેની સાપેક્ષમાં દર્શાવવામાં આવ્યા હતા. પરમાણ્વીયદળની હાલની પદ્ધતિમાં કાર્બન-12ને પ્રમાણિત ગણી તેના આધારે અન્યના દળ દર્શાવાય છે. આ માટેની સંમતિ 1961માં સધાઈ હતી. કાર્બન-12 કાર્બનનો એક સમસ્થાનિક છે, જેને ^{12}C તરીકે દર્શાવાય છે. આ પદ્ધતિમાં ^{12}C નું દળ 12 પરમાણ્વીયદળ એકમ (atomic mass unit - **amu**) નક્કી કરવામાં આવ્યું અને બીજા બધા જ પરમાણુના દળ આની સાપેક્ષમાં નક્કી કરવામાં આવેલ છે. એક પરમાણ્વીયદળ એકમ (amu)ની વ્યાખ્યા આ રીતે આપી શકાય છે તે કાર્બન-12 પરમાણુના દળના $\frac{1}{12}$ અંશ (ભાગ) જેટલો છે.

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

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

આથી હાઈડ્રોજનનું 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 **amu**ના સ્થાને **u** લખાય છે. જેને એકીકૃત દળ (unified mass) કહે છે.

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

1.7.2 સરેરાશ પરમાણ્વીયદળ (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 પરમાણ્વીયદળ ગણી શકીએ. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો કાર્બન ત્રણ સમસ્થાનિક ધરાવે છે. તેમના દળ અને તેમની સાપેક્ષ પ્રચુરતા તે દરેકની સામે નીચેના કોષ્ટકમાં દર્શાવેલ છે :

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

ઉપરની માહિતી પરથી કાર્બનનું સરેરાશ પરમાણ્વીયદળ નીચે દર્શાવ્યા પ્રમાણે મળશે :

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

આ જ પ્રમાણે બીજા તત્ત્વોના સરેરાશ પરમાણ્વીયદળની ગણતરી કરી શકીએ. તત્ત્વોના આવર્તકોષ્ટકમાં જુદા જુદા તત્ત્વોના દર્શાવેલ પરમાણ્વીયદળ ખરેખર સરેરાશ પરમાણ્વીયદળ જ છે.

1.7.3 આણ્વીયદળ (Molecular Mass)

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

મિથેનનું આણ્વીયદળ :

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

તે જ પ્રમાણે પાણી (H_2O)નું આણ્વીયદળ

$$\begin{aligned} &= 2 \times \text{હાઈડ્રોજનનું પરમાણ્વીયદળ} + \\ &\quad 1 \times \text{ઑક્સિજનનું પરમાણ્વીયદળ} \\ &= 2 \times (1.008 \text{ u}) + 16.00 \text{ u} \\ &= 18.02 \text{ u} \end{aligned}$$

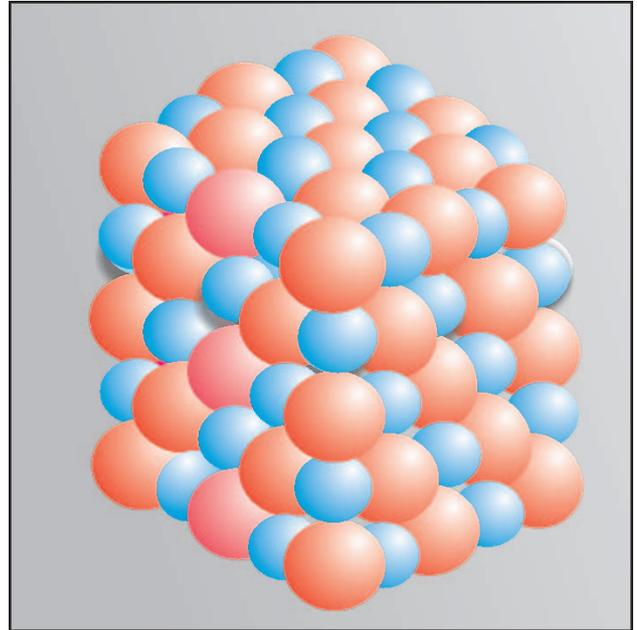
કોયડો 1.1

ગ્લુકોઝ ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) અણુનું આણ્વીયદળ ગણો.

$$\begin{aligned} \text{ઉકેલ : ગ્લુકોઝ } (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \text{ અણુનું આણ્વીયદળ} \\ &= 6(12.011 \text{ u}) + 12(1.008 \text{ u}) + 6(16.00 \text{ u}) \\ &= 72.066 \text{ u} + 12.096 \text{ u} + 96.00 \text{ u} \\ &= 180.162 \text{ u} \end{aligned}$$

1.7.4 સૂત્રદળ (Formula Mass)

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



આકૃતિ 1.10 સોડિયમ ક્લોરાઈડમાં Na^+ અને Cl^- આયનોનું પેકિંગ

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

NaCl નું સૂત્ર તેનું સૂત્રદળ ગણવા માટે વપરાય છે. આણ્વીયદળ ગણતરીને બદલે સૂત્રદળ ગણવામાં આવે છે. કારણ કે ધન સ્થિતિમાં સોડિયમ ક્લોરાઈડ એકાકી સ્પીસિઝ તરીકે હોતું નથી.

$$\begin{aligned} \text{આથી સોડિયમ ક્લોરાઈડનું સૂત્રદળ} &= \text{સોડિયમનું} \\ &\text{પરમાણ્વીયદળ} + \text{ક્લોરિનનું પરમાણ્વીયદળ} \\ &= 23.0 \text{ u} + 35.5 \text{ u} = 58.5 \text{ u} \end{aligned}$$

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 ડઝન એટલે 12 નંગ, એક કોડી એટલે 20 નંગ અને એક ગ્રોસ એટલે 144 નંગ એમ દર્શાવીએ છીએ. સૂક્ષ્મ સ્તરે સ્પીસિઝ (પરમાણુઓ / અણુઓ / કણો / ઈલેક્ટ્રોન / 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 1.992648×10^{-23} g હતું. આપણે જાણીએ છીએ કે એક મોલ કાર્બનનું વજન 12 g છે. આથી તેમાં રહેલા પરમાણુની સંખ્યા નીચે પ્રમાણે થશે :

$$\frac{12 \text{ g/mol } ^{12}\text{C}}{1.992648 \times 10^{-23} \text{ g } ^{12}\text{C પરમાણુ}} = 6.0221367 \times 10^{23} \text{ પરમાણુઓ/મોલ}$$

એક મોલમાં રહેલી સ્પીસિઝની સંખ્યા એટલી અગત્યની હતી કે તેને અલગ નામ અને સંજ્ઞા આપવામાં આવ્યા. વૈજ્ઞાનિક એમિડો એવોગેડ્રોના સન્માનરૂપે તે એવોગેડ્રો અચળાંક તરીકે ઓળખાય છે અને N_A સંજ્ઞાથી દર્શાવાય છે. આ અંકની બૃહદતા(largness)ની કદર કરવા માટે આપણે તેને દસના ઘાતાંકમાં લખવાને બદલે બધા જ શૂન્ય સાથે લખીએ તો,

$$602213670000000000000000$$

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 હાઈડ્રોજન પરમાણુ એટલે 6.022×10^{23} હાઈડ્રોજન પરમાણુઓ.

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



આકૃતિ 1.11 જુદા જુદા પદાર્થોના એક મોલ

1 મોલ સોડિયમ ક્લોરાઈડ = 6.022×10^{23} સોડિયમ ક્લોરાઈડના સૂત્ર એકમો

મોલની વ્યાખ્યા આપ્યા 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 દૃષ્ટિએ પરમાણ્વીય/આણ્વીય/સૂત્રદળ (u એકમમાં) જેટલું થાય છે.

પાણીનું મોલર દળ = 18.02 g mol^{-1} અને સોડિયમ ક્લોરાઈડનું મોલર દળ = 58.5 g mol^{-1}

1.9 બંધારણીય (સંઘટનીય) ટકાવારી (Percentage Composition)

હજી સુધી આપણે આપેલ નમૂનામાં હાજર સ્પીસિઝની સંખ્યા સાથે સંકળાયેલ 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 પૂછશો કે તેનું સૂત્ર શું છે ? અને તેના ઘટકો શું છે ? અને કયા પ્રમાણમાં તે પદાર્થમાં રહેલાં છે ? જ્ઞાત સંયોજન માટે પણ આવી માહિતી વડે શુદ્ધ નમૂનામાં રહેલા તત્ત્વોની ટકાવારી ગણતરી પ્રમાણેની છે કે નહિ તેને તપાસી શકીએ છીએ. બીજા શબ્દોમાં, પ્રાપ્ત માહિતીના પૃથક્કરણ પરથી આપેલ નમૂનાની શુદ્ધતા પારખી શકીએ છીએ.

આ સમજવા માટે આપેલા પાણી(H_2O)નાં નમૂનાનું ઉદાહરણ લઈએ. પાણીમાં હાઈડ્રોજન અને ઓક્સિજન બે જ તત્ત્વો રહેલા હોવાથી તેમનું ટકાવારી પ્રમાણ નીચે પ્રમાણે ગણી શકીએ :

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

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

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

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

આપણે એક વધુ ઉદાહરણ લઈએ. ઈથેનોલમાં કાર્બન, હાઈડ્રોજન અને ઑક્સિજનના કેટલા ટકા છે ?

ઈથેનોલનું આણ્વીય સૂત્ર : C_2H_5OH

ઈથેનોલનું મોલર દળ

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

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

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

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

દળ ટકાવારીની ગણતરી કરવાની સમજણ પડ્યા પછી હવે આપણે આ દળ ટકાવારીની ગણતરી પરથી કઈ માહિતી મેળવી શકીએ તે જોઈએ.

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

પ્રમાણસૂચક સૂત્ર સંયોજનમાં રહેલા જુદા જુદા પરમાણુઓની પૂર્ણ સંખ્યાનો સરળ ગુણોત્તર દર્શાવે છે, જ્યારે **આણ્વીય 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 આણ્વીય સૂત્ર પણ મેળવી શકીએ છીએ. નીચેનું ઉદાહરણ તેની સમજણ આપે છે.

કોયડો 1.2

એક સંયોજન 4.07 % હાઈડ્રોજન, 24.47 % કાર્બન અને 71.65 % ક્લોરિન ધરાવે છે. તેનું મોલર દળ 98.96 g છે. તેના પ્રમાણસૂચક અને આણ્વીય સૂત્રો શું હશે ?

ઉકેલ :

સોપાન-1 : દળ ટકાને ગ્રામમાં ફેરવવા :

આપણને ટકાવારી પ્રાપ્ય છે તો શરૂઆતથી 100 g નમૂનો લેવો વધુ અનુકૂળ પડશે. આમ ઉપરના સંયોજનના 100 ગ્રામ નમૂનામાં 4.07 g હાઈડ્રોજન 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 અનુવર્તી પરમાણ્વીય દળ વડે ભાગીને તત્ત્વના મોલમાં ફેરવો.

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

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

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

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 સંજ્ઞા લખી તેને અનુરૂપ સંખ્યા લખી પ્રમાણસૂચક સૂત્ર લખો.

આમ, CH_2Cl ઉપરના સંયોજનનું પ્રમાણસૂચક સૂત્ર થશે.

સોપાન-5 : આણ્વીય સૂત્ર લખવું.

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

CH_2Cl માટે પ્રમાણસૂચક સૂત્ર પ્રમાણે દળ
 $12.01 + 2 \times 1.008 + 35.453$
 $= 49.48 \text{ g}$ થશે.

(b) મોલર દળને પ્રમાણસૂચક દળ વડે ભાગો :

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

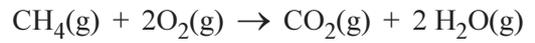
$$= 2 = (n)$$

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

પ્રમાણસૂચક સૂત્ર = CH_2Cl , n = 2
 \therefore આણ્વીય સૂત્ર = $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$ થશે.

1.10 તત્ત્વયોગમિતિ અને તત્ત્વયોગમિતિય ગણતરીઓ (Stoichiometry and Stoichiometric Calculations)

Stoichiometry (તત્ત્વયોગમિતિ) શબ્દ બે ગ્રીક શબ્દો પરથી લેવામાં આવેલ છે : Stoichion (અર્થ છે તત્ત્વ) અને metron (અર્થ છે માપન). આમ, તત્ત્વયોગમિતિ રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં સમાવિષ્ટ પ્રક્રિયકો અને નીપજોના દળની ગણતરી (કેટલીક વખત કદ) સાથે સંકળાયેલ છે. રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં જરૂરી પ્રક્રિયકોના જથ્થાની કે પ્રાપ્ત થતી નીપજોના જથ્થાની ગણતરી કેવી રીતે થાય તેની સમજૂતી મેળવીએ તે પહેલા આપણે આપેલ પ્રક્રિયાના સમતોલિત રાસાયણિક સમીકરણ પરથી શું માહિતી પ્રાપ્ત કરી શકીએ છીએ તેનો અભ્યાસ કરીએ. આપણે મિથેનના દહનને ગણતરીમાં લઈએ. આ પ્રક્રિયા માટે સમતોલિત સમીકરણ નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :



રાસાયણિક સમીકરણનું સમતોલન

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

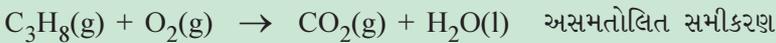


સમીકરણ (a) અને (b) સમતોલિત છે, કારણ કે સમીકરણની બંને બાજુએ ધાતુ અને ઓક્સિજન પરમાણુની સંખ્યા સરખી છે. જ્યારે સમીકરણ (c) સમતોલિત નથી. આ સમીકરણ ફોસ્ફરસ પરમાણુથી સમતોલિત છે પણ ઓક્સિજન પરમાણુથી સમતોલિત નથી. તેને સમતોલ કરવા માટે આપણે સમીકરણની ડાબી બાજુએ ઓક્સિજનના ગુણાંક તરીકે 5 મૂકવા પડશે. કારણ કે સમીકરણની 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 અણુઓ દર્શાવવા પડે.



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



સોપાન 4 : O પરમાણુની સંખ્યાને સમતોલ કરો. જમણી બાજુ 10 ઓક્સિજન પરમાણુ છે. ($3 \times 2 = 6 \text{ CO}_2$ 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, આઠ હાઈડ્રોજન પરમાણુ અને દસ ઓક્સિજન પરમાણુ દરેક બાજુ દર્શાવે છે. બધા જ સમીકરણો જેમાં બધા જ પ્રક્રિયકો અને નીપજોના સૂત્ર સાચાં હોય તેમને સમતોલ કરી શકાય છે. હંમેશાં યાદ રાખો કે પ્રક્રિયકો અને નીપજોના સૂત્રોમાં પદાક્ષર (subscripts) સમીકરણ સમતોલ કરવા માટે બદલી શકાય નહિ.

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

O₂ અને H₂O માટે ગુણાંક 2 તત્વયોગમિતિય ગુણાંક કહેવાય છે, તે જ પ્રમાણે CH₄ અને O₂નો 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,

- CH₄(g)નો એક મોલ O₂(g)નાં બે મોલ સાથે પ્રક્રિયા કરી CO₂(g)નો એક મોલ અને H₂O(g)ના બે મોલ આપે છે.
- CH₄(g)નો એક અણુ O₂(g)ના બે અણુ સાથે પ્રક્રિયા કરે છે અને CO₂(g) એક અણુ અને H₂O(g)ના બે અણુ આપે છે.
- CH₄(g)ના 22.7 L, O₂(g)ના 45.4 L સાથે પ્રક્રિયા કરી CO₂(g)ના 22.7 L અને H₂O(g)ના 45.4 L આપે છે.
- CH₄(g)ના 16 g, O₂(g)ના 2 × 32 g સાથે પ્રક્રિયા કરી CO₂(g)ના 44 g અને H₂O(g)ના 2 × 18 g આપે છે.

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

દળ ⇌ મોલ ⇌ અણુઓની સંખ્યા

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

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 CH₄ બરાબર 1 મોલ થાય.

(ii) ઉપરના સમીકરણ પરથી 1 મોલ CH₄(g)

2 મોલ H₂O(g) આપે છે.

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

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

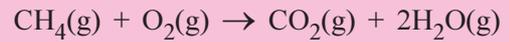
$$\begin{aligned} \text{તેથી } 2 \text{ મોલ H}_2\text{O}(\text{g}) &= \frac{18 \text{ g} \cdot \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ મોલ H}_2\text{O}} = 2 \times 18 \text{ g H}_2\text{O} \\ &= 36 \text{ g H}_2\text{O} \end{aligned}$$

કોયડો 1.4

દહનની પ્રક્રિયાને અંતે 22 g CO₂(g) ઉત્પન્ન કરવા માટે કેટલા મોલ મિથેનની જરૂર પડે ?

ઉકેલ :

રાસાયણિક સમીકરણ પ્રમાણે,



44 g CO₂(g) એ 16 g CH₄ માંથી મળેલ છે.

કારણ કે, 1 મોલ CO₂(g); 1 મોલ CH₄(g) માંથી મળેલ છે.

$$\begin{aligned} \text{CO}_2(\text{g})\text{ના મોલ} &= 22 \text{ g CO}_2(\text{g}) \times \frac{1 \text{ મોલ CO}_2(\text{g})}{44 \text{ g} \cdot \text{CO}_2(\text{g})} \\ &= 0.5 \text{ mol CO}_2(\text{g}) \end{aligned}$$

આમ, 0.5 મોલ CO₂(g), 0.5 મોલ CH₄(g)માંથી અથવા CH₄(g)ના 0.5 મોલ ની 22 g CO₂(g) ઉત્પન્ન કરવા માટે જરૂરિયાત પડશે.

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 પછી 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.

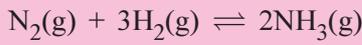
તત્વયોગમિતિય ગણતરીઓ કરતી વખતે આ બાબતને ધ્યાનમાં રાખવાની હોય છે.

કોયડો 1.5

50.0 kg N₂(g) અને 10 kg H₂(g)ને NH₃(g) મેળવવા માટે મિશ્ર કરવામાં આવ્યા. ઉત્પન્ન થયેલા NH₃(g)ની ગણતરી કરો. આ પરિસ્થિતિમાં NH₃(g)ના ઉત્પાદનમાં સીમિત પ્રક્રિયકને ઓળખી બતાવો.

ઉકેલ :

ઉપરની પ્રક્રિયા માટે સમતોલિત સમીકરણ નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :



મોલની ગણતરી :

N₂ના મોલ :

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

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

H₂ના મોલ :

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

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

ઉપરના સમીકરણ પ્રમાણે 1 mol N₂(g) સાથેની પ્રક્રિયામાં 3 mol(H₂)ની જરૂર પડે છે. તેથી 17.86 × 10² mol N₂(g) માટે જરૂરી H₂(g)ના mol થશે.

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

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

પરંતુ આપણી પાસે 4.96 × 10³ mol H₂ જ છે. તેથી ડાયહાઈડ્રોજન આ પ્રક્રિયામાં સીમિત પ્રક્રિયક થશે. આ ઉપરાંત આટલા જ ડાયહાઈડ્રોજનમાંથી NH₃(g) બનશે.

3 mol H₂(g), 2 mol NH₃(g) આપશે.

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

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

જો તેમને ગ્રામમાં ફેરવવા હોય તો નીચે પ્રમાણે થશે :

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

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

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

$$= 5.61 \times 10^3 \text{ g NH}_3$$

$$= 5.61 \text{ kg NH}_3(\text{g})$$

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 સાંદ્રતા 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.

1. દળ ટકાવારી :

તે નીચેના સંબંધથી મેળવી શકાય છે :

$$\text{દળ ટકા} = \frac{\text{દ્રવ્યનું દળ}}{\text{દ્રાવણનું દળ}} \times 100$$

કોયડો 1.6

પદાર્થ Aના 2 ગ્રને 18 ગ્ર પાણીમાં ઉમેરી દ્રાવણ બનાવવામાં આવ્યું છે. દ્રાવ્યના દળ ટકા ગણો.

ઉકેલ :

$$\text{Aના દળ ટકા} = \frac{\text{Aનું દળ}}{\text{દ્રાવણનું દળ}} \times 100$$

$$= \frac{2 \text{ g}}{2 \text{ g A} + 18 \text{ g પાણી}} \times 100$$

$$= \frac{2 \text{ g}}{20 \text{ g}} \times 100$$

$$= 10 \%$$

2. મોલ અંશ :

મોલ અંશ કોઈ એક ઘટકના મોલની સંખ્યા અને દ્રાવણના 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

$$= \frac{\text{Aના મોલની સંખ્યા}}{\text{દ્રાવણમાં કુલ મોલની સંખ્યા}}$$

$$= \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

Bના મોલ અંશ

$$= \frac{\text{Bના મોલની સંખ્યા}}{\text{દ્રાવણમાં કુલ મોલની સંખ્યા}}$$

$$= \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

3. મોલારિટી :

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

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

ધારો કે આપણી પાસે એક પદાર્થ NaOHનું 1 M દ્રાવણ છે અને તેમાંથી આપણે 0.2 M દ્રાવણ બનાવવું છે.

1 M NaOH એટલે 1 લિટર દ્રાવણમાં 1 mol NaOH. જ્યારે 0.2 M દ્રાવણ માટે આપણને 1 લિટર દ્રાવણમાં 0.2 mol NaOHની જરૂર પડશે.

આથી આપણે 0.2 મોલ NaOH લઈ 1 લિટર દ્રાવણ બનાવીશું.

હવે, સાંદ્ર (1 M) NaOHના દ્રાવણનું કેટલું કદ 0.2 મોલ NaOH ધરાવતું દ્રાવણ 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.

$$\frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ mol}} \times 0.2 \text{ mol}$$

$$= 200 \text{ mL}$$

આમ 1 M NaOH દ્રાવણના 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 મૂકતાં,

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

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

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

કોયડો 1.7

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

ઉકેલ :

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

$$= \frac{\text{NaOHનું દળ} / \text{NaOHનું મોલર દળ}}{0.250 \text{ L}}$$

$$= \frac{4 \text{ g} / 40 \text{ g}}{0.250} = \frac{0.1}{0.250}$$

$$= 0.4 \text{ mol L}^{-1} = 0.4 \text{ M}$$

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

4. મોલાલિટી :

તેને આ રીતે વ્યાખ્યાયિત કરી શકાય.

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

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

કોયડો 1.8

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

ઉકેલ :

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

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

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

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

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

$$\text{મોલાલિટી} = \frac{\text{દ્રાવ્યના મોલની સંખ્યા}}{\text{દ્રાવકનું દળ કિલોગ્રામમાં}}$$

$$= \frac{3 \text{ mol}}{1.0745 \text{ kg}}$$

$$= 2.79 \text{ m}$$

રાસાયણવિજ્ઞાનની પ્રયોગશાળામાં સામાન્ય રીતે જરૂરી સાંદ્રતાવાળા દ્રાવણ મેળવવા માટે વધુ સાંદ્ર દ્રાવણનું મંદન કરીને મેળવાય છે. વધુ સાંદ્ર દ્રાવણની સાંદ્રતા જાણીતી 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

રાસાયણવિજ્ઞાનનો અભ્યાસ ખૂબ જ અગત્યનો છે. કારણ કે તેનું ક્ષેત્ર જીવનના દરેક ક્ષેત્ર સાથે સંકળાયેલ છે. રસાયણશાસ્ત્રીઓ પદાર્થોના ગુણધર્મો અને બંધારણનો તથા તેમાં થતા ફેરફારનો અભ્યાસ કરે છે. બધા જ પદાર્થો દ્રવ્ય સ્વરૂપે અસ્તિત્વ ધરાવે છે. જે ત્રણ અવસ્થાઓ ધન, 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. દ્રવ્યને 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 પદાર્થો 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 ઈંગ્લિશ પદ્ધતિ અને મેટ્રિક પદ્ધતિનો વધુ ઉપયોગ થાય છે. વૈજ્ઞાનિકોના સમૂહે વિશ્વમાં બધે જ એકસરખી અને સામાન્ય પદ્ધતિ વપરાય તેને માટે સંમતિ દર્શાવેલી છે અને આ પદ્ધતિને SI એકમ (International System of Units) તરીકે ટૂંકમાં દર્શાવેલ છે.

માપનમાં માહિતી એકઠી કરવાની હોય છે. જે કેટલાક પ્રમાણમાં અનિશ્ચિતતા સાથે સંકળાયેલ હોય છે. જથ્થાના માપનથી મેળવાયેલી માહિતીનો યોગ્ય ઉપયોગ થાય છે. રસાયણવિજ્ઞાન 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 કરે 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 ગે લ્યુસેકનો નિયમ અને એવોગેડ્રોનો 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 પરમાણ્વીયદળ

દર્શાવાય છે. સામાન્ય રીતે પરમાણ્વીયદળનો ઉપયોગ તત્ત્વ માટે થાય છે, જે સરેરાશ પરમાણ્વીયદળ હોય છે અને તે તત્ત્વના જુદા જુદા સમસ્થાનિકોની કુદરતી પ્રચુરતાને ધ્યાનમાં લઈને મેળવવામાં આવે છે. અણુનું આણ્વીયદળ અણુમાં રહેલા જુદાજુદા પરમાણુઓના દળના સરવાળા તરીકે લેવામાં આવે છે. આણ્વીયસૂત્ર સંયોજનમાં રહેલા જુદા જુદા તત્ત્વોના દળ ટકા તથા તેના આણ્વીયદળ પરથી નક્કી કરી શકાય છે.

આપેલ પદાર્થમાં રહેલા પરમાણુ, અણુ અથવા અન્ય કોઈ કણ હાજર હોય તેમને એવોગેડ્રો અચળાંક (6.022×10^{23})ના રૂપમાં દર્શાવાય છે. આને જે-તે 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 આણ્વીય ગુણોત્તર દર્શાવે છે અને જે-તે પ્રક્રિયામાં ભાગ લેતાં કણોની સંખ્યા દર્શાવે છે. રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં જરૂરી પ્રક્રિયકો અને પ્રાપ્ત થતી નીપજો વચ્ચેના જથ્થાત્મક અભ્યાસને તત્ત્વયોગમિતિ કહે છે. તત્ત્વયોગમિતિય 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 ઉલટી ગણતરી પણ કરી શકાય છે. દ્રાવણના 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) H₂O (ii) CO₂ (iii) CH₄
- 1.2 સોડિયમ સલ્ફેટ (Na₂SO₄)માં રહેલા જુદા જુદા તત્ત્વોના દળ ટકા ગણો.
- 1.3 આયર્નના એક ઓક્સાઈડ, જેમાં દળથી 69.9 % આયર્ન અને 30.1 % ડાયઑક્સિજન છે, તો તે ઓક્સાઈડનું 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 ડાયઑક્સિજનમાં બાળવામાં આવે છે.
(iii) 2 મોલ કાર્બનને 16 g ડાયઑક્સિજનમાં બાળવામાં આવે છે.
- 1.5 500 mL 0.375 મોલર જલીય દ્રાવણ બનાવવા માટે જરૂરી સોડિયમ એસિટેટ (CH₃COONa)નું દળ ગણો. સોડિયમ એસિટેટનું મોલર દળ 82.0245 g mol⁻¹ છે.
- 1.6 નાઈટ્રિક એસિડનો એક નમૂનો જેની ઘનતા 1.41 g mL⁻¹ અને નાઈટ્રિક એસિડના દળ ટકા 69 % છે. આ નમૂનામાં નાઈટ્રિક એસિડની સાંદ્રતા મોલ પ્રતિ લિટરમાં ગણો.
- 1.7 100 ગ્રામ કોપર સલ્ફેટ(CuSO₄)માંથી કેટલું કોપર મેળવી શકાય ?
- 1.8 આયર્ન ઓક્સાઈડનું આણ્વીયસૂત્ર ગણો. જેમાં આયર્ન અને ઓક્સિજનના દળ ટકા અનુક્રમે 69.9 અને 30.1 છે.
- 1.9 નીચેની માહિતીનો ઉપયોગ કરીને ક્લોરિનનું પરમાણ્વીયદળ (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 :
- કાર્બન પરમાણુના મોલની સંખ્યા
 - હાઈડ્રોજન પરમાણુના મોલની સંખ્યા
 - ઈથેનના અણુની સંખ્યા
- 1.11 જો 20 ગ્રામ ખાંડ ($C_{12}H_{22}O_{11}$) પૂરતા પાણીમાં ઓગાળી અંતિમ કદ 2 L કરવામાં આવ્યું તો ખાંડની સાંદ્રતા $mol\ L^{-1}$ માં ગણો.
- 1.12 જો મિથેનોલની ઘનતા $0.793\ kg\ L^{-1}$ હોય તો તેનું 2.5 L 0.25 M દ્રાવણ બનાવવા માટે કેટલું કદ જોઈશે ?
- 1.13 એક ક્ષેત્રફળ ધરાવતી સપાટી પર લાગતા બળ વડે દબાણ નક્કી કરવામાં આવે છે. દબાણનો SI એકમ પાસ્કલ (Pascal- Pa) નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :
- $$1Pa = 1N\ m^{-2}$$
- 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 વ્યાખ્યાયિત કરવામાં આવે છે ?
- 1.15 નીચેના પૂર્વગોને તેમના ગુણક સાથે સરખાવો :
- | પૂર્વગ | ગુણક |
|-------------|------------|
| (i) માઈક્રો | 10^6 |
| (ii) ડેકા | 10^9 |
| (iii) મેગા | 10^{-6} |
| (iv) ગિગા | 10^{-15} |
| (v) ફેમ્ટો | 10 |
- 1.16 અર્થસૂચક અંક અંગે તમે શું સમજો છો ?
- 1.17 એક પીવાના પાણીનો નમૂનો ખરાબ રીતે ક્લોરોફોર્મ ($CHCl_3$) વડે સંદૂષિત થયેલ છે. $CHCl_3$ સ્વભાવે કેન્સરજન્ય છે. સંદૂષિતતાનું સ્તર (પ્રમાણ) 15 ppm (દળથી) હતું.
- આને દળ ટકામાં દર્શાવો.
 - પાણીના નમૂનામાં ક્લોરોફોર્મની મોલાલિટી ગણો.
- 1.18 નીચેનાને વૈજ્ઞાનિક સંકેતમાં દર્શાવો :
- 0.0048
 - 234,000
 - 8008
 - 500.0
 - 6.0012
- 1.19 નીચેનામાં અર્થસૂચક અંક કેટલા છે ?
- 0.0025
 - 208
 - 5005
 - 126.000
 - 500.0
 - 2.0034

1.20 નીચેનાનું ત્રણ અર્થસૂચક અંક સુધી સંનિકટન કરો :

- (i) 34.216
- (ii) 10.4107
- (iii) 0.04597
- (iv) 2808

1.21 જ્યારે ડાયનાઈટ્રોજન અને ડાયઑક્સિજન એકબીજા સાથે પ્રક્રિયા કરે છે ત્યારે જુદા જુદા સંયોજનો બને છે. આની માહિતી નીચે પ્રમાણે મળેલ છે :

	ડાયનાઈટ્રોજનનું દળ	ડાયઑક્સિજનનું 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 સંયોગીકરણનો કયો નિયમ પળાયો છે ? તેનું નિવેદન કરો.

(b) નીચેના પરિવર્તનો(રૂપાંતરણો)માં ખાલી જગ્યા પૂરો :

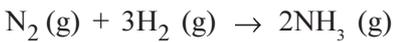
- (i) 1 km = mm = pm
- (ii) 1 mg = kg = ng
- (iii) 1 mL = L = dm³

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 મિશ્રણોમાં 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 ડાયહાઈડ્રોજન એકબીજા સાથે પ્રક્રિયા કરી એમોનિયા ઉત્પન્ન કરે છે :



- (i) જો $2.00 \times 10^3 \text{ g}$ ડાયનાઈટ્રોજન $1.00 \times 10^3 \text{ g}$ ડાયહાઈડ્રોજન સાથે પ્રક્રિયા કરે તો ઉત્પન્ન થતા એમોનિયાનું દળ ગણો.
- (ii) બન્ને પ્રક્રિયકોમાંથી કોઈ પણ પ્રક્રિયા પામ્યા વગર રહેશે ?
- (iii) જો હા, તો કયો પ્રક્રિયક અને તેનું દળ કેટલું હશે ?

1.25 0.50 mol Na_2CO_3 અને 0.50 M Na_2CO_3 કેવી રીતે જુદા પડે છે ?

1.26 જો ડાયહાઈડ્રોજન વાયુના 10 કદ ડાયઑક્સિજન વાયુના 5 કદ સાથે પ્રક્રિયા કરે છે, તો પાણીની બાષ્પનું 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 દ્રાવણ જેમાં ઈથેનોલના મોલ અંશ 0.040 છે, તે દ્રાવણમાં ઈથેનોલની પાણીમાં મોલારિટી ગણો. (પાણીની ઘનતા એક છે તેમ ધારો.)

1.30 ¹²C પરમાણુનું દળ g માં કેટલું હશે ?

1.31 નીચેની ગણતરીથી મળતા જવાબમાં કેટલા અર્થસૂચક અંક હશે ?

- (i) $\frac{0.02856 \times 298.15 \times 0.112}{0.5785}$ (ii) 5×5.364
- (iii) $0.0125 + 0.7864 + 0.0215$

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

સમસ્થાનિક	સમસ્થાનિકીય મોલર દળ	પ્રચુરતા
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 દરેકમાં પરમાણુની સંખ્યા ગણો :

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

1.34 એક વેલ્ડિંગ કરવાનો બળતણ વાયુ કાર્બન અને હાઈડ્રોજન 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) આણ્વીય સૂત્ર

1.35 કેલ્શિયમ કાર્બોનેટ જલીય HCl સાથે પ્રક્રિયા કરે છે અને નીચેની પ્રક્રિયા પ્રમાણે CaCl₂ અને CO₂ આપે છે :



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

1.36 પ્રયોગશાળામાં મેંગેનીઝ ડાયોક્સાઈડ(MnO₂)ની જલીય હાઈડ્રોક્લોરિક એસિડ સાથે નીચે પ્રમાણે પ્રક્રિયા કરી ક્લોરિન બનાવવામાં આવે છે :



5.0 g મેંગેનીઝ ડાયોક્સાઈડ સાથે HClના કેટલા ગ્રામ પ્રક્રિયા કરશે ?

પરમાણુનું બંધારણ (Structure of Atom)

હેતુઓ :

આ એકમના અભ્યાસ પછી તમે...

- ઈલેક્ટ્રોન, પ્રોટોન અને ન્યુટ્રોન વિશેની શોધ અને લાક્ષણિકતાઓ જાણશો.
- થોમસન, રૂથરફોર્ડ અને બોહ્રના પરમાણુ નમૂના (model)નું વર્ણન કરી શકશો.
- પરમાણુના ક્વોન્ટમ યાંત્રિકી નમૂનાની અગત્યની ખાસિયતો સમજી શકશો.
- વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણની પ્રકૃતિ અને પ્લાન્કના ક્વોન્ટમવાદને સમજી શકશો.
- ફોટોઈલેક્ટ્રિક અસર અને પરમાણ્વીય વર્ણપટની ખાસિયતો સમજાવી શકશો.
- દ-બ્રોગલીનો દ્વૈતવાદનો નિયમ અને હાઈઝનબર્ગનો અનિશ્ચિતતાનો સિદ્ધાંત નિવેદિત કરી શકશો.
- પરમાણ્વીય કક્ષકોને ક્વોન્ટમ આંકના સંદર્ભમાં વ્યાખ્યાયિત કરી શકશો.
- આઉફ-બાઉ સિદ્ધાંત, પૌલીનો નિષેધ(બાકાત)નો સિદ્ધાંત અને હુન્ડનો મહત્તમ ગુણકતા (બ્રમણ)ના નિયમોનું નિવેદન કરી શકશો.
- પરમાણુઓની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના લખી શકશો.

“જુદા જુદા તત્વોની રાસાયણિક વર્તણૂકની સમૃદ્ધ વિવિધતાને આ તત્વોમાંના પરમાણુઓના આંતરિક બંધારણ સાથે આરેખી શકાય.”

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

દ્રવ્યનો પરમાણ્વીય સિદ્ધાંત બ્રિટિશ શાળાના શિક્ષક જહોન ડાલ્ટને 1908માં વૈજ્ઞાનિક આધારો પર રજૂ કર્યો. તેનો સિદ્ધાંત ડાલ્ટનનો પરમાણ્વીય સિદ્ધાંત કહેવાય છે અને પરમાણુને દ્રવ્યના અંતિમ કણ તરીકે ગણવામાં આવ્યા (એકમ 1).

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 અવપરમાણ્વીય (sub-atomic) કણો એટલે કે ઈલેક્ટ્રોન, પ્રોટોન અને ન્યુટ્રોનમાં વિભાજિત કરી શકાય છે. આ ખ્યાલ ડાલ્ટનના સિદ્ધાંતથી તદ્દન અલગ પડતો હતો. વૈજ્ઞાનિકો સમક્ષ તે સમયે જે મોટી સમસ્યાઓ હતી તે નીચે પ્રમાણે હતી :

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

- જુદા જુદા પરમાણુઓના સંયોગીકરણથી બનતા જુદા જુદા અણુઓના સર્જનની સમજણ આપવી.
- પરમાણુ દ્વારા શોષાતા કે ઉત્સર્જન પામતાં વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણની લાક્ષણિકતાનો સ્વભાવ અને ઉદ્ભવને સમજવા.

2.1 અવપરમાણ્વીય કણો (Subatomic Particles)

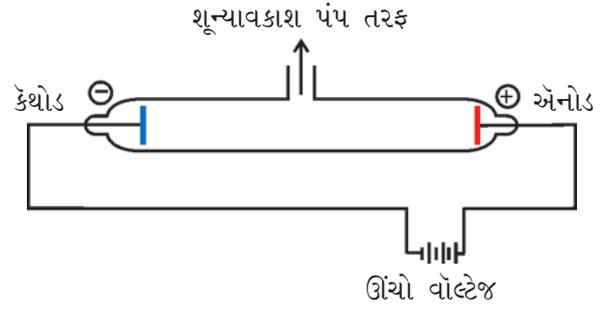
ડાલ્ટનનો પરમાણ્વીય સિદ્ધાંત, દળ સંચયનો નિયમ, નિશ્ચિત પ્રમાણનો નિયમ અને ગુણક પ્રમાણનો નિયમ સફળતાપૂર્વક સમજાવી શક્યો હતો. તેમ છતાં પણ તે ઘણા પ્રયોગોના પરિણામોને સમજાવવામાં નિષ્ફળ નીવડ્યો. ઉદાહરણ તરીકે એ જાણીતું હતું કે કાચ અથવા ઓબોનાઈટને જ્યારે રેશમ અથવા રૂવાંટીવાળા ચામડાં (fur) સાથે ઘસવામાં આવે છે ત્યારે વિદ્યુત ઉત્પન્ન થાય છે. વીસમી સદીમાં જુદા જુદા પ્રકારના ઘણા અવપરમાણ્વીય કણો શોધાયાં છે. આ વિભાગમાં આપણે બે જ કણો ઇલેક્ટ્રોન અને પ્રોટોન વિશે વાત કરીશું.

2.1.1 ઇલેક્ટ્રોનની શોધ (Discovery of Electron)

1830માં માઈકલ ફેરાડે (Faraday)એ દર્શાવ્યું કે જ્યારે વિદ્યુતવિભાજનના દ્રાવણમાંથી વિદ્યુતપ્રવાહ પસાર કરવામાં આવે છે ત્યારે વિદ્યુતધ્રુવો પર રાસાયણિક પ્રક્રિયા થાય છે. જેને પરિણામે વિદ્યુતધ્રુવો પર દ્રવ્ય જમા થાય છે. તેમણે કેટલાક નિયમો દર્શાવ્યા જેનો અભ્યાસ તમે ધોરણ 12માં કરશો. આ પરિણામો પરથી એ સૂચન થઈ શક્યું કે વિદ્યુત પણ કણ સ્વભાવ ધરાવે છે.

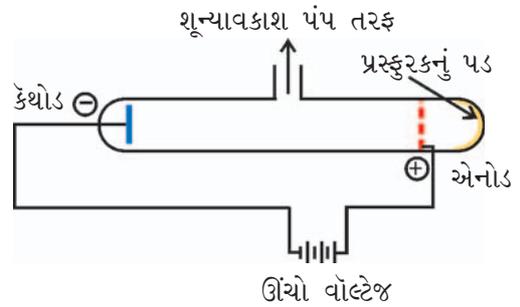
વાયુઓના વિદ્યુતવિભારના પ્રયોગો પરથી પરમાણુના બંધારણની ભીતરમાં નજર કરી શકાઈ. આ પરિણામોની ચર્ચા કરતાં પહેલાં આપણે વીજભારિત કણોની વર્તણૂક વિશેનો પાયાનો નિયમ ધ્યાનમાં રાખવો પડશે. “સમાન વીજભાર એકબીજાને અપાકર્ષે છે અને અસમાન વીજભાર એકબીજાને આકર્ષે છે.”

1850ની આસપાસમાં ઘણા વૈજ્ઞાનિકો અને ખાસ કરીને માઈકલ 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 વિદ્યુતધ્રુવ કહે છે. તે સીલ (seal) કરી દીધેલા હોય છે. વાયુઓમાંથી વિદ્યુતવિભાર માત્ર ખૂબ નીચા દબાણે અને ઘણા ઊંચા વોલ્ટેજે અવલોકી શકાય છે. જુદા જુદા વાયુઓના દબાણ શૂન્યાવકાશ કરતાં જઈને મેળવી શકાય છે. પૂરતું ઊંચું વીજ દબાણ વિદ્યુતધ્રુવોની વચ્ચે



આકૃતિ 2.1(a) કેથોડ કિરણ વિભાર નળી

દાખલ કરવામાં આવે છે ત્યારે પ્રવાહ વહેવા માંડે છે. આ કણોનો પ્રવાહ ઋણવિદ્યુત ધ્રુવ (કેથોડ) તરફથી ધન વિદ્યુતધ્રુવ (એનોડ) તરફ વહેવા માંડે છે. આને **કેથોડ કિરણો** અથવા **કેથોડ કિરણ કણો** કહેવામાં આવ્યા. કેથોડથી એનોડ તરફના પ્રવાહની આગળ ઉપર તપાસ કરવા માટે એનોડમાં એક છિદ્ર પાડી એનોડ પાછળ નળી પર ઝિંક સલ્ફાઈડ જેવા સ્ફુરદીપ્તનું (Phosphorescent) પડ ચઢાવી દેવાયું. જ્યારે કિરણો એનોડમાંથી પસાર થઈ ઝિંક સલ્ફાઈડવાળા પ્રસ્ફુરકને અથડાયાં ત્યારે ચઢાવેલા પડ પર એક તેજસ્વી ધબ્બો (spot) વિકસી આવ્યો (આવું જ ટેલિવિઝન સેટમાં થાય છે.) આકૃતિ 2.1(b).



આકૃતિ 2.1(b) કેથોડ કિરણ વિભાર નળી છિદ્રવાળા એનોડ સાથે

આ પ્રયોગોના પરિણામોનો સારાંશ નીચે મુજબ છે :

- કેથોડ કિરણો કેથોડથી શરૂ થાય છે અને એનોડ તરફ ખસે છે.
- આ કિરણો પોતે દૃશ્યમાન નથી, પરંતુ તેમની વર્તણૂક અમુક પ્રકારના પદાર્થની મદદથી જાણી શકાય છે. આ સ્ફુરદીપ્ત (Phosphorescent) અથવા પ્રસ્ફુરણ (fluorescent) પદાર્થ પર જ્યારે આ કિરણો અથડાય છે ત્યારે પદાર્થ ચળકે છે. ટેલિવિઝન પિક્ચર ટ્યૂબ કેથોડ કિરણની ટ્યૂબ હોય છે અને ટીવીના પડદા (screen) પર લગાડેલ સ્ફુરદીપ્ત અથવા પ્રસ્ફુરણ 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 કણો જેવી હોય છે. આ સૂચવે છે કે કેથોડ કિરણો ઋણ વીજભાર ધરાવતાં કણો છે. જેને ઈલેક્ટ્રોન કહેવામાં આવે છે.
- (v) કેથોડ કિરણોની લાક્ષણિકતા વિદ્યુતધ્રુવોના પદાર્થો પર અને કેથોડ કિરણ 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 ઈલેક્ટ્રોનનો વીજભાર અને દળનો ગુણોત્તર (Charge to Mass Ratio of Electron)

1897માં બ્રિટિશ ભૌતિકશાસ્ત્રી જે. જે. થોમસને (J. J. Thomson) ઈલેક્ટ્રોનના વીજભાર (e) અને ઈલેક્ટ્રોનના દળ (m_e)ના ગુણોત્તરનું માપન કર્યું. આ માટે કેથોડ કિરણ નળીનો ઉપયોગ કર્યો અને વિદ્યુતીય અને ચુંબકીય ક્ષેત્રને એકબીજાને લંબદિશામાં અને ઈલેક્ટ્રોનના માર્ગ પર લાગુ પાડી નક્કી કરેલ હતું (આકૃતિ 2.2). થોમસને દલીલ કરી કે વિદ્યુતીય અથવા ચુંબકીય ક્ષેત્રની હાજરીમાં કણોના તેમના માર્ગમાંથી વિચલનની માત્રા નીચેની બાબતો પર આધાર રાખે છે.

- (i) કણો પરના ઋણવીજભાર પર; કણો પરના વીજભારની માત્રા જેટલી વધારે તેટલી વધારે વિદ્યુતીય અથવા ચુંબકીય ક્ષેત્રની પારસ્પરિક ક્રિયા અને તેથી વધારે વિચલન.

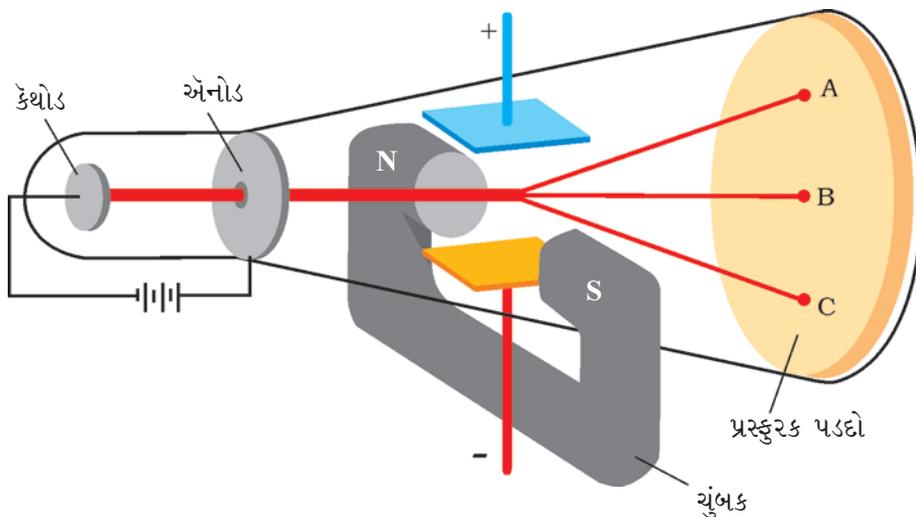
- (ii) કણોનું દળ – કણો જેટલાં હલકા તેટલું વધુ વિચલન.

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

જ્યારે માત્ર વિદ્યુતીય ક્ષેત્ર લાગુ પાડવામાં આવે છે ત્યારે ઈલેક્ટ્રોન તેના મૂળ પથમાંથી વિચલિત થાય છે અને કેથોડ કિરણ નળીમાં બિંદુ A આગળ અથડાય છે. તે જ પ્રમાણે જ્યારે માત્ર ચુંબકીય ક્ષેત્ર લાગુ પાડવામાં આવે છે, ત્યારે કેથોડ કિરણો નળીમાં બિંદુ C પર અથડાય છે. વિદ્યુતીય અને ચુંબકીય ક્ષેત્રોની પ્રબળતાને કાળજીપૂર્વક સમતોલિત કરવામાં આવે તો કેથોડ કિરણો આ બંને ક્ષેત્રોની ગેરહાજરીમાં જે પથ પર જતા હતા તે પથ પર જાય છે અને તે કેથોડ કિરણ નળીમાં બિંદુ B પર અથડાય 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 કુલમ્બ (C)માં છે. ઈલેક્ટ્રોન ઋણ વીજભાર ધરાવતા હોવાથી ઈલેક્ટ્રોન પર વીજભાર ઋણ હોય છે એટલે કે $-e$.



આકૃતિ 2.2 ઈલેક્ટ્રોનના વીજભાર અને દળનો ગુણોત્તર નક્કી કરવાનું સાધન

2.1.3 ઇલેક્ટ્રોન પરનો વીજભાર (Charge on the Electron)

આર. એ. મિલિકને (Milikan)(1868-1953) ઇલેક્ટ્રોનનો વીજભાર નક્કી કરવા માટે એક પદ્ધતિ વિકસાવી (1906-'14) જે તેલ બિંદુ પદ્ધતિ (oil drop method) તરીકે જાણીતી છે. તેને માલૂમ પડ્યું કે ઇલેક્ટ્રોન 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 ઇલેક્ટ્રોનનું દળ નક્કી કરી શકાયું હતું.

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

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

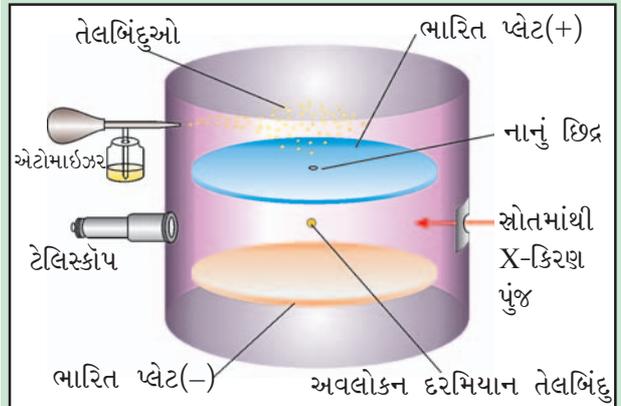
ફેરફારવાળી કેથોડ કિરણ નળીમાં વિદ્યુતવિભાર કરતાં ધન વીજભાર ધરાવતા કણોની શોધ થઈ હતી. તેમને કેનાલ (canal) કિરણો તરીકે ઓળખવામાં આવ્યા હતા. આ ધનવીજભાર ધરાવતા કણોની લાક્ષણિકતાની યાદી નીચે પ્રમાણે છે :

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

સૌથી નાનો અને હલકો ધન આયન હાઈડ્રોજનમાંથી મેળવાયો હતો અને તેને પ્રોટોન કહે છે. આ ધન વીજભારિત કણ 1919માં લાક્ષણિક તરીકે દર્શાવાયો હતો. ત્યારબાદ એવું લાગવા માંડ્યું હતું કે તેમાં વિદ્યુતીય રીતે તટસ્થ કણો પણ હોવા જોઈએ, જેની પરમાણુના સંગઠનમાં જરૂરિયાત હોય. આ કણો ચેડવિકે (Chadwick) (1932) બેરિલિયમના પાતળા પતરા પર આઢ્કા કણોનો મારો (bombarding) ચલાવીને શોધેલા. આ વિદ્યુતીય રીતે તટસ્થ કણો જેમનું દળ ઉત્સર્જિત થયેલા પ્રોટોન કરતાં થોડું વધારે હતું. તેમણે આ કણોને ન્યુટ્રોન નામ આપ્યું. આ મૂળભૂત કણોના ગુણધર્મો કોષ્ટક 2.1માં આપેલ છે.

મિલિકન તેલ બિંદુ પદ્ધતિ

વિદ્યુતીય સંઘટક(condenser)ની ઉપરની પ્લેટ (plate)માં કરેલા નાના છિદ્રમાંથી તેલના બિંદુઓ જે એટમાઈઝરની (પદાર્થને નાના નાના કણોમાં ફેરવવાનું સાધન) મદદથી ધુમ્મસરૂપે દાખલ કરવામાં આવેલા. આ તેલબિંદુનું નીચેની તરફનું ગમન માઈક્રોમીટર નેત્રિકા (આઈપીસ) ધરાવતા ટેલિસ્કોપની મદદથી જોવામાં આવ્યું હતું. આ તેલબિંદુઓના નીચે તરફના પતનનો દર નક્કી કરીને મિલિકન (Millikan) તેલબિંદુનું દળ નક્કી કરી શક્યા. ચેમ્બરમાંની હવામાંથી ક્ષ-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 પ્લેટમાં લાગુ પાડેલ વોલ્ટેજની પ્રબળતાની તેલબિંદુની ગતિ પર વિદ્યુતીય ક્ષેત્રની અસર માપીને મિલિકને તારણ કાઢ્યું કે તેલબિંદુઓ પર ભાર q ની માત્રા હંમેશાં વિદ્યુતીય ભાર e નો પૂર્ણ ગુણક છે. એટલે કે $q = ne$. જ્યાં $n = 1, 2, 3, \dots$



આકૃતિ 2.3 ભાર 'e' નક્કી કરવાની મિલિકન તેલબિંદુ સાધન. ચેમ્બરમાં (પાત્રમાં) તેલબિંદુ પર અસર કરતાં બળોમાં ગુરુત્વાકર્ષણીય, વિદ્યુતીય ક્ષેત્રને લીધે સ્થિરવિદ્યુતીય અને જ્યારે બિંદુ પસે ત્યારે સ્નિગ્ધતાને લીધે ખેંચતું બળનો સમાવેશ થાય છે.

2.2 પરમાણ્વીય નમૂના (Atomic Models)

અગાઉના વિભાગોમાં વર્ણવેલા પ્રયોગોના મળેલા પરિણામોએ એવું સૂચન કર્યું કે ડાલ્ટનનો અવિભાજ્ય પરમાણુ, ધન અને ઋણ ભાર ધરાવતા અવપરમાણ્વીય કણોનો બનેલો છે. જુદા જુદા નમૂનાઓ પરમાણુમાં આ ભારિત કણો કેવી રીતે

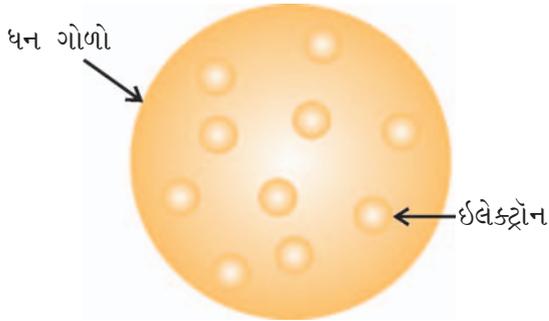
કોષ્ટક 2.1 મૂળભૂત કણોના ગુણધર્મો

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
ન્યુટ્રોન	n	0	0	1.67493×10^{-27}	1.00867	1

વહેંચાયેલા છે તે વિશે રજૂ કરવામાં આવ્યા. આમાંના ઘણા નમૂના પરમાણુની સ્થાયીતા સમજાવી શક્યા ન હતા. આમાંના બે નમૂના જે. જે. થોમસન (J. J. Thomson) અને અર્નેસ્ટ રૂથરફોર્ડ (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 ઘણા જુદા જુદા નામો આપવામાં આવ્યા છે. જેમકે પ્લમ પુડિંગ, રાઈસન પુડિંગ અથવા વોટરમેલન (તડબૂચ).



આકૃતિ 2.4 પરમાણુનો થોમસન નમૂનો

આ નમૂનામાં પરમાણુના ધનભારને પુડિંગ કે તડબૂચ તરીકે કલ્પી શકીએ જેમાં પ્લમ 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 તટસ્થતા સમજાવી શકતો પણ પાછળથી મેળવેલા પરિણામો સાથે સુસંગત ન હતો. જે. જે. થોમસનને 1906માં ભૌતિકવિજ્ઞાનમાં નોબેલ પારિતોષિક આપવામાં આવ્યું હતું. આ પારિતોષિક તેમના વાયુઓથી વિદ્યુતનું વહન થવા અંગેના સૈદ્ધાંતિક તેમજ પ્રાયોગિક સંશોધનોના કારણે આપવામાં આવ્યું હતું.

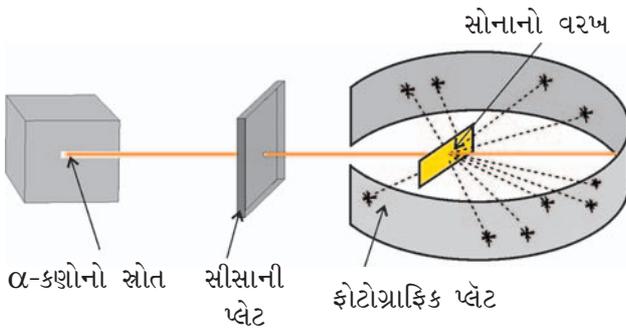
ઓગણીસમી સદીના પૂર્વાર્ધમાં અગાઉ જણાવ્યા ઉપરાંત જુદા પ્રકારના કિરણો શોધાયા હતા. વિલ્હેમ રોન્ટજન (Wilhelm Roentgen)(1845-1923)એ 1895માં દર્શાવ્યું કે કેથોડ કિરણ ઇલેક્ટ્રોન નળીમાં રહેલા પદાર્થ સાથે અથડાય છે ત્યારે તે કેથોડ નળીની બહાર ગોઠવેલા પ્રસ્ફુરણ પદાર્થોને પ્રસ્ફુરિત કરે છે. રોન્ટજનને આ વિકિરણનો સ્વભાવ ખબર ન હોવાથી તેનું નામ ક્ષ-કિરણો આપ્યું જે હજુ પણ વપરાય છે. એ નોંધવામાં આવ્યું કે જ્યારે ઇલેક્ટ્રોન ધાતુ એનોડ જેને લક્ષ્ય (target) કહે છે તેની સાથે અથડાય છે ત્યારે ક્ષ-કિરણો ઉદ્ભવે છે. આ કણો વિદ્યુતીય કે ચુંબકીય ક્ષેત્રથી વિચલિત થતાં નથી, પરંતુ તેમના પદાર્થમાં પસાર થવાની ભેદનશક્તિ (penetrating power) ઘણી ઊંચી છે. આ જ કારણને લીધે આ કિરણોનો ઉપયોગ વસ્તુના આંતરિક ભાગોનો અભ્યાસ કરવામાં થાય છે. આ કિરણો ઘણી ટૂંકી તરંગલંબાઈવાળા હોય છે (~ 0.1 nm) અને વિદ્યુતચુંબકીય ખાસિયત ધરાવે છે (વિભાગ 2.3.1).

હેન્રી બેકવેરેલે (Henri Becquerel)(1852-1908) અવલોકિત કર્યું કે કેટલાક તત્ત્વો એવાં છે કે જે આપમેળે વિકિરણનું ઉત્સર્જન કરે છે. અને આ ઘટનાને રેડિયોસક્રિયતા કહી અને તે તત્ત્વોને રેડિયોસક્રિય તત્ત્વો કહ્યાં. આ ક્ષેત્રનો વિકાસ મેરી ક્યુરિ (Marie Curie), પીયરી ક્યુરિ (Piere Curie), રૂથરફોર્ડ, ફ્રેડરિક સોડીએ કરેલો. એવું અવલોકન કરવામાં આવેલું કે ત્રણ પ્રકારનાં - આલ્ફા (α), બીટા (β) અને ગેમા (γ) કિરણો ઉત્સર્જિત થાય છે. રૂથરફોર્ડ શોધ્યું કે α -કિરણો ઊંચી ઊર્જા ધરાવતા કણો છે જે બે એકમ ધનભાર અને ચાર એકમ પરમાણ્વીય દળ ધરાવે છે. તેમણે સમાપન કર્યું કે α -કણો હિલિયમ કેન્દ્ર છે, જ્યારે α -કણો બે ઇલેક્ટ્રોન સાથે સંયોજાય છે. ત્યારે હિલિયમ વાયુ આપે છે. β -કિરણો ઋણ વીજભારિત

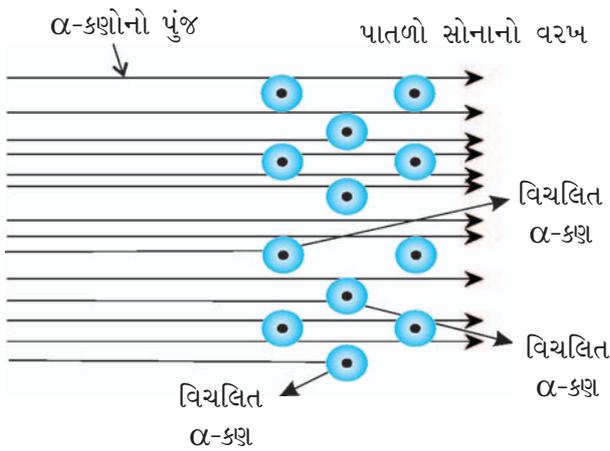
કણો છે અને ઈલેક્ટ્રોન જેવાં છે. γ -કિરણો, X-કિરણો જેવાં ઊંચી આવૃત્તિના વિકિરણ છે, સ્વભાવે તટસ્થ છે. અને કોઈ કણ ધરાવતા નથી. ભેદનશક્તિના સંદર્ભમાં α -કણો સૌથી ઓછી, પછી β -કિરણો (α -કણો કરતાં 100 ગણી) વધુ ભેદનશક્તિ અને γ -કિરણો (α -કણોની ભેદનશક્તિ કરતાં) 1000 ગણી વધારે છે.

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

રૂથરફોર્ડ અને તેમના વિદ્યાર્થીઓ હેન્સ ગાઈગર (Hans Geiger) અને અર્નેસ્ટ માર્સડન (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 આણ્વીય દૃશ્ય

આકૃતિ 2.5 રૂથરફોર્ડના પ્રકીર્ણન પ્રયોગનું વ્યવસ્થિત દૃશ્ય. 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 રેડિયોસક્રિય સ્રોતમાંથી ઊંચી શક્તિ ધરાવતા α -કણોના પ્રવાહનો મારો ચલાવ્યો. સોનાના આ પાતળા વરખને ફરતે વર્તુળાકાર પ્રસ્ફુરક ઝિંક સલ્ફાઈડનો પડદો લગાડેલો હતો, જ્યારે પણ α -કણ આ પડદા પર અથડાય ત્યારે પ્રકાશનો નાનો ઝબકારો થતો હતો.

આ પ્રકીર્ણન પ્રયોગના પરિણામો તદ્દન બિનઅપેક્ષિત હતાં. થોમસનના પરમાણુના નમૂના પ્રમાણે 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 ખૂણે દિશા બદલશે. એવું નોંધવામાં આવ્યું કે,

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

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

- (i) મોટા ભાગના α -કણો વિચલિત થયા વગર પસાર થઈ જવાથી પરમાણુમાંનો મોટો વિસ્તાર ખાલી હોવો જોઈએ.
- (ii) ધનભાર ધરાવતાં થોડા α -કણો વિચલિત થયાં. આ વિચલન કોઈ ખૂબ જ મોટા અપાકર્ષણ બળને લીધે હોવું જોઈએ અને તેથી કહી 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 અપાકર્ષણ અને વિચલન કરે છે.
- (iii) રૂથરફોર્ડે કરેલી ગણતરીઓ પરથી દર્શાવાયું કે કેન્દ્ર દ્વારા રોકાયેલું કદ પરમાણુના કુલ કદની સરખામણીમાં નહિવત્ 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 ક્રિકેટનો 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 :

- પરમાણુનો ધનભાર અને પરમાણુનું મોટા ભાગનું દળ ખૂબ જ ગીચતાથી ઘણા નાના ભાગમાં સંકેન્દ્રિત થયેલું હતું. રૂથરફોર્ડ પરમાણુના આ ખૂબ જ નાના ભાગને કેન્દ્ર (nucleus) કહ્યું હતું.
- 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.
- ઇલેક્ટ્રોન અને કેન્દ્ર એકબીજાની સાથે સ્થિરવિદ્યુતીય આકર્ષણ બળોથી જોડાયેલા છે.

2.2.3 પરમાણ્વીય-ક્રમાંક અને દળ ક્રમાંક (Atomic Number and Mass Number)

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

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

(2.3)

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

$$\begin{aligned} \text{દળક્રમાંક (A)} &= \text{પ્રોટોનની સંખ્યા (Z)} + \\ &\quad \text{ન્યુટ્રોનની સંખ્યા (n)} \end{aligned} \quad (2.4)$$

2.2.4 સમભારિકો અને સમસ્થાનિકો (Isobars and Isotopes)

કોઈ પણ પરમાણુનું સંઘટન સામાન્ય તત્ત્વની સંજ્ઞા X અને તેના ઉપર ડાબી બાજુએ મૂર્ધક (superscript) તરીકે પરમાણ્વીયદળ ક્રમાંક (A) અને પાદાંક (subscript) તરીકે ડાબી બાજુએ નીચે પરમાણ્વીય-ક્રમાંક (Z) (એટલે કે A_ZX તરીકે) દર્શાવાય છે.

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

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 ન્યુટ્રોનની 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 ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ગણો.

ઉકેલ :

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

કોયડો 2.2

એક સ્પીસિઝમાં ઇલેક્ટ્રોન, પ્રોટોન અને ન્યુટ્રોનની સંખ્યા અનુક્રમે 18, 16 અને 16 છે. આ સ્પીસિઝની સંજ્ઞા દર્શાવો.

ઉકેલ :

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

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

નોંધ : ^A_ZX સંકેતનો ઉપયોગ કરતાં પહેલાં શોધી કાઢો કે સ્પીસિઝ તટસ્થ પરમાણુ છે કે ધનાયન કે ઋણાયન. જો તે તટસ્થ હોય તો સમીકરણ (2.3) વાજબી ગણાશે એટલે કે પ્રોટોનની સંખ્યા ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા = પરમાણ્વીય-ક્રમાંક. જો સ્પીસિઝ આયન હોય તો નક્કી કરો કે પ્રોટોનની સંખ્યા = ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યાથી વધારે છે (ધનાયન - ધનભાર ધરાવતો આયન) અથવા પ્રોટોનની સંખ્યા ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યાથી ઓછી છે. (ઋણાયન - ઋણ ભાર ધરાવતો આયન.) ન્યુટ્રોનની સંખ્યા હંમેશાં $A - Z$ થી અપાય 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 ઇલેક્ટ્રોન બીજા હલકા ગ્રહોની જેમ છે. આ ઉપરાંત કુલમ્બ બળો (Kq_1q_2/r^2) જ્યાં q_1 અને q_2 ભાર છે અને r ભારને અલગ કરતું અંતર છે. K ઇલેક્ટ્રોન અને કેન્દ્ર વચ્ચેનો સમપ્રમાણતા અચળાંક છે. ગાણિતીય રીતે તે ગુરુત્વાકર્ષણ બળ ($G \frac{m_1m_2}{r^2}$) જ્યાં m_1 અને m_2 દળ છે તથા r દળના અલગીકરણનું અંતર છે. G ગુરુત્વાકર્ષણ અચળાંક છે.* જો ચિરસંમત (classical) યંત્રશાસ્ત્ર સૂર્યમંડળને લાગુ પાડીએ તો તે દર્શાવે છે કે ગ્રહો સૂર્યની આજુબાજુ સ્પષ્ટ રીતે વ્યાખ્યાયિત કરેલી કક્ષાઓમાં ધૂમે છે. આ સિદ્ધાંતથી ચોકસાઈપૂર્વક ગ્રહીય કક્ષાઓની ગણતરી કરી શકાય. આ ગણતરી પ્રાયોગિક માપન સાથે સુસંગત છે. સૂર્યમંડળ અને કેન્દ્રિય નમૂના વચ્ચે સરખામણી કરીએ તો કહી શકીએ કે ઇલેક્ટ્રોન કેન્દ્રની આજુબાજુ નિશ્ચિત કક્ષામાં ધૂમતા હોવા જોઈએ, જ્યારે કોઈ પદાર્થ કક્ષામાં ધૂમે છે ત્યારે તે પ્રવેગિત થાય છે. (જો પદાર્થ અચળ ગતિથી કક્ષામાં ધૂમતો હોય તો પણ દિશા બદલવાના કારણે પ્રવેગિત થવો જોઈએ.) આથી કેન્દ્રિય નમૂનામાં ઇલેક્ટ્રોન ગ્રહની જેમ કક્ષામાં ધૂમે છે અને પ્રવેગિત થાય છે. મેક્સવેલના વિદ્યુતચુંબકીય સિદ્ધાંત પ્રમાણે 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 ઇલેક્ટ્રોન વિકિરણનું ઉત્સર્જન કરશે. વિકરણ વડે લઈ જવાતી ઊર્જા ઇલેક્ટ્રોનીય ગતિમાંથી આવે છે. આથી કક્ષાઓનું સંકોચવાનું ચાલુ જ રહેશે. ગણતરીઓએ દર્શાવ્યું છે કે ઇલેક્ટ્રોન 10^{-8} s માં જ સર્પિલ થઈને કેન્દ્રમાં જશે. પરંતુ આવું બનતું નથી. આમ રૂથરફોર્ડનો નમૂનો પરમાણુની સ્થાયીતા સમજાવી શકતો નથી. જો ઇલેક્ટ્રોનની ગતિ ચિરસંમત યંત્રશાસ્ત્ર અને વિદ્યુતચુંબકીય સિદ્ધાંતોના આધારે વર્ણવીએ તો તમે પૂછી શકો છો કે કક્ષામાં ઇલેક્ટ્રોનની ગતિ જે પરમાણુને અસ્થાયીતા પર લઈ જતાં હોય તો ઇલેક્ટ્રોન કેન્દ્રની આસપાસ સ્થિર કેમ ન ગણવા ? જો ઇલેક્ટ્રોન સ્થિર હોત તો ગીચ કેન્દ્ર અને ઇલેક્ટ્રોન વચ્ચેના સ્થિરવિદ્યુતીય આકર્ષણને લીધે ઇલેક્ટ્રોન કેન્દ્ર તરફ

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

ખેંચાશે અને તેથી પરમાણુના થોમસન નમૂનાનું લઘુરૂપ રચાશે.

રૂથરફોર્ડ નમૂનાની બીજી ચિંતાજનક 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 વિકિરણોની પારસ્પરિક ક્રિયાને કારણે 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 :

- વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણ દ્વિત સ્વભાવ જેનો અર્થ થાય છે કે વિકિરણ કણ જેવા અને તરંગ જેવા એમ બે પ્રકારના ગુણધર્મ ધરાવે છે.
- પરમાણ્વીય વર્ણપટ (spectra) અંગેના પ્રાયોગિક પરિણામો માત્ર પરમાણુઓમાંના ક્વોન્ટીકૃત ઇલેક્ટ્રોનીય શક્તિસ્તર દ્વારા જ સમજાવી શકાય (વિભાગ 2.4).

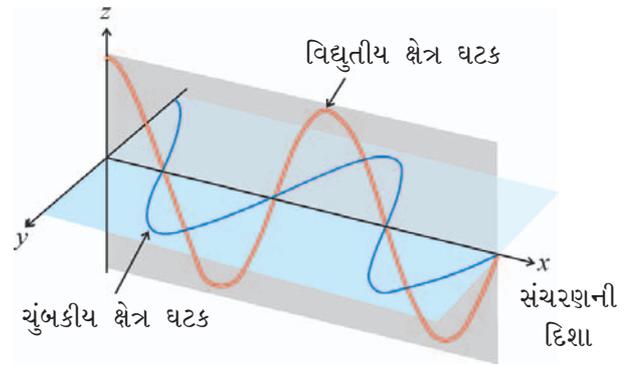
2.3.1 વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણનો તરંગ સ્વભાવ (પ્રકૃતિ) (Wave Nature of Electromagnetic Radiation)

જેમ્સ મેક્સવેલ (James Maxwell)(1870) સૌ પ્રથમ વૈજ્ઞાનિક હતા જેમણે સ્થૂળદર્શી સ્તરે (macroscopic level) વિદ્યુતીય અને ચુંબકીય ક્ષેત્રની વર્તણૂક અને ભારિત પદાર્થો વચ્ચેની પારસ્પરિક ક્રિયાની વિગતવાર સમજણ આપી. તેમણે સૂચવ્યું કે જ્યારે વિદ્યુતીય રીતે ભારિત કણો પ્રવેગ હેઠળ ઘૂમે 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 સંકળાયેલ છે (આકૃતિ 2.6). વિદ્યુતચુંબકીય તરંગની ગતિ ઘણી જ જટિલ હોવાથી આપણે અહીંયા તેના કેટલાક સરળ ગુણધર્મોને સમજીશું.

- 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.



આકૃતિ 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.

- અવાજના અથવા પાણીના તરંગોની જેમ વિદ્યુતચુંબકીય તરંગોને માધ્યમની જરૂર હોતી નથી, શૂન્યાવકાશમાં પણ ગતિ કરી શકે છે.
- હવે એ ઘણી સારી રીતે પ્રસ્થાપિત થયેલું છે કે વિદ્યુતચુંબકીય તરંગો ઘણા પ્રકારના હોય છે જે એકબીજાથી તેમની તરંગલંબાઈ અથવા આવૃત્તિથી અલગ પડે છે. આ એવી રચના કરે છે જેને વિદ્યુતચુંબકીય વર્ણપટ (આકૃતિ 2.7) કહેવામાં આવે છે. વર્ણપટના જુદા જુદા ભાગોને જુદા જુદા નામથી ઓળખવામાં આવે છે. કેટલાક ઉદાહરણો છે : રેડિયો આવૃત્તિ ક્ષેત્ર (10^6 Hz) જેનો ઉપયોગ રેડિયો પ્રસારણમાં થાય છે, સૂક્ષ્મતરંગ (microwave) ક્ષેત્ર (10^{10} Hz)નો ઉપયોગ રડાર માટે, પારરક્ત (infrared) ક્ષેત્રનો ઉપયોગ (10^{13} Hz) ગરમ કરવા માટે થાય છે. અલ્ટ્રા વાયોલેટ (પારજાંબલી) (10^{16} Hz) જે સૂર્યના વિકિરણનો એક ઘટક છે. ઘણો થોડો ભાગ (10^{15} Hz) જેને આપણે

સામાન્ય રીતે દૈશ્યમાન પ્રકાશ કહીએ છીએ તે છે. આ એક જ એવો ભાગ છે કે જેને આપણી આંખો જોઈ શકે છે અથવા પારખી શકે છે. દૈશ્યમાન ન હોય તેવા વિકિરણની પરખ માટે ખાસ સાધનોની જરૂર પડે છે.

(iv) વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણને રજૂ કરવા માટે જુદાજુદા પ્રકારના એકમોની જરૂર પડે છે. આ વિકિરણોની લાક્ષણિકતા તેમના ગુણધર્મો જેવાં કે આવૃત્તિ (ν) અને તરંગલંબાઈ (λ) દ્વારા નક્કી થાય છે.

આવૃત્તિ (ν)નો SI એકમ હર્ટ્ઝ (Hz, s^{-1}) વૈજ્ઞાનિક હેનરિચ હર્ટ્ઝના નામ પરથી લીધેલ છે. તેની વ્યાખ્યા આપી શકાય કે – એક સેકન્ડમાં આપેલ બિંદુમાંથી પસાર થતાં તરંગોની સંખ્યા.

તરંગલંબાઈમાં લંબાઈ માટેનો એકમ જરૂરી બને. તેમ 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 કિંમત). આને પ્રકાશની ગતિ કહે છે અને તેને સંજ્ઞા c આપવામાં આવી છે. આવૃત્તિ (ν), તરંગલંબાઈ (λ) અને પ્રકાશની ગતિ (c) સમીકરણ 2.5 દ્વારા સંબંધિત છે.

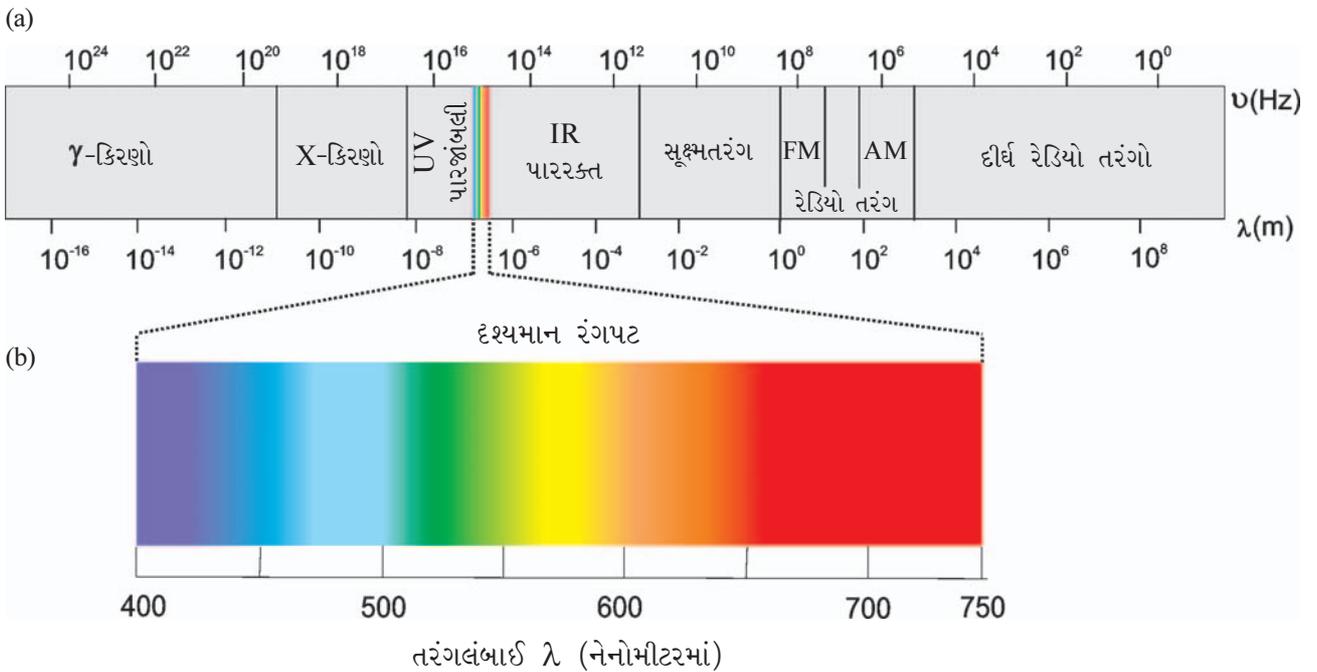
$$c = \nu\lambda \tag{2.5}$$

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

કોયડો 2.3

ઓલ ઈન્ડિયા રેડિયો, દિલ્હીનું વિવિધભારતી સ્ટેશન 1,368 kHz (કિલોહર્ટ્ઝ) આવૃત્તિ પર પ્રસારણ કરે છે. ટ્રાન્સમીટર વડે ઉત્સર્જિત થયેલા વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણની તરંગલંબાઈ ગણો. તે વિદ્યુતચુંબકીય વર્ણપટના કયા વિસ્તારમાં છે ?

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



આકૃતિ 2.7 (a) વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણનો વર્ણપટ (b) દૈશ્યમાન વર્ણપટ. દૈશ્યમાન વિસ્તાર સંપૂર્ણ વર્ણપટનો એક નાનો ભાગ છે.

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3.00 \times 10^8 \text{ ms}^{-1}}{1368 \text{ kHz}} = \frac{3.00 \times 10^8 \text{ ms}^{-1}}{1368 \times 10^3 \text{ s}^{-1}} = 219.3 \text{ m}$$

આ રેડિયોતરંગની લાક્ષણિક તરંગલંબાઈ છે.

કોયડો 2.4

દૃશ્યમાન વર્ણપટનો તરંગલંબાઈ વિસ્તાર જાંબલી (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 જાંબલી પ્રકાશ માટે

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

લાલ પ્રકાશની આવૃત્તિ માટે

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

દૃશ્યમાન વર્ણપટનો વિસ્તાર 4.0 × 10¹⁴ થી 7.5 × 10¹⁴ 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 ($\bar{\nu}$)ની ગણતરી :

$$\lambda = 5800 \text{ Å} = 5800 \times 10^{-8} \text{ cm} = 5800 \times 10^{-10} \text{ m}$$

$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = \frac{1}{5800 \times 10^{-10} \text{ m}} = 1.724 \times 10^6 \text{ m}^{-1} = 1.724 \times 10^4 \text{ cm}^{-1}$$

(b) આવૃત્તિની ગણતરી (ν) :

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3.00 \times 10^8 \text{ ms}^{-1}}{5800 \times 10^{-10} \text{ m}} = 5.172 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

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

પ્લાન્કનો ક્વોન્ટમ સિદ્ધાંત (Planck's Quantum Theory)

વિવર્તન* 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 ચિરસંમત (classical) ભૌતિકવિજ્ઞાન કહે છે) દ્વારા પણ સમજાવી શકાતા નથી.

- ગરમ પદાર્થો(કાળા પદાર્થો)માંથી ઉત્સર્જિત થતાં વિકિરણનો સ્વભાવ.
- ધાતુની સપાટી પર જ્યારે વિકિરણ અથડાય છે ત્યારે ઈલેક્ટ્રોન ઉત્સર્જિત થાય છે (ફોટોઇલેક્ટ્રિક અસર)
- ઘન પદાર્થની ઉષ્માધારિતામાં થતું વિચલન તાપમાનનું વિધેય છે.
- હાઈડ્રોજનના સંદર્ભમાં રેખા વર્ણપટ

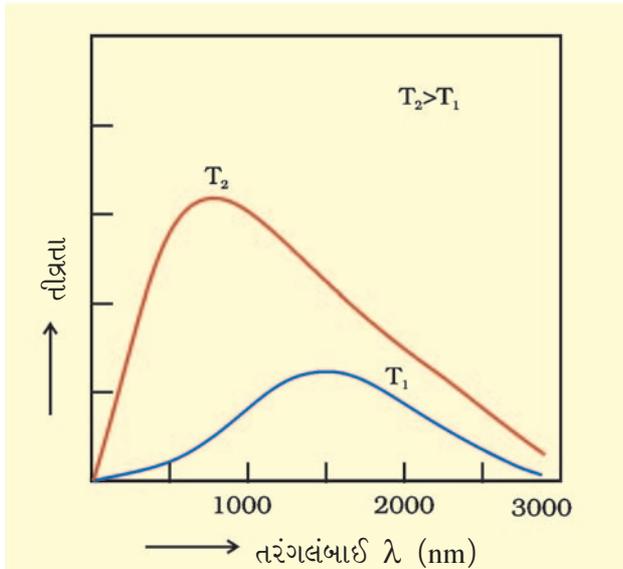
એ નોંધવું જરૂરી છે કે કાળા પદાર્થના વિકિરણની સ્પષ્ટ સમજૂતી સૌપ્રથમ 1900માં મેક્સ પ્લાન્કે આપી હતી. આ ઘટના નીચે વર્ણવી છે.

જ્યારે ઘનને ગરમ કરવામાં આવે છે ત્યારે તે વિશાળ વિસ્તાર ધરાવતી તરંગલંબાઈવાળા વિકિરણ ઉત્સર્જિત કરે છે. ઉદાહરણ તરીકે લોખંડના સળીયાને ભઠ્ઠીમાં ગરમ કરીએ તો પ્રથમ તે ઝાંખો 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 સફેદ

* વિવર્તન (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 પરિણમતું તરંગ દરેક બિંદુએ બૈજિક અથવા સદિશ હોય છે.

બને છે અને તાપમાન ખૂબ જ વધે ત્યારે વાદળી (blue) બને છે. આવૃત્તિના સંદર્ભમાં કહીએ તો આનો અર્થ એમ થાય છે કે તાપમાન જેમ જેમ વધારવામાં આવે છે તેમ તેમ તેની આવૃત્તિ નીચા મૂલ્યોથી ઊંચા મૂલ્યો તરફ જાય છે. વિદ્યુત ચુંબકીય વર્ણપટના લાલ રંગ નીચી આવૃત્તિમાં હોય છે, જ્યારે વાદળી રંગ ઊંચી આવૃત્તિ ધરાવે 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. કાળા પદાર્થમાંથી ઉત્સર્જિત વિકિરણની આવૃત્તિની ચોક્કસ વર્ણવણી એટલે તીવ્રતા વિરુદ્ધ વિકિરણની આવૃત્તિની (આવૃત્તિ વક્ર) તીવ્રતા. તે માત્ર તાપમાન પર આધારિત છે. કોઈ આપેલ તાપમાને ઉત્સર્જિત વિકિરણની તીવ્રતા તરંગલંબાઈના ઘટાડા સાથે વધે અને મહત્તમ થાય છે, ત્યારબાદ તરંગલંબાઈના ઘટાડા સાથે ઘટવાનું શરૂ કરે છે જે આકૃતિ 2.8માં દર્શાવેલ છે.



આકૃતિ 2.8 તરંગલંબાઈ-તીવ્રતા સંબંધ

ઉપરના પ્રાયોગિક પરિણામો પ્રકાશના તરંગ સિદ્ધાંતના આધારે સંતોષકારક રીતે સમજાવી શકાય નહિ. તે સમયની પ્રચલિત માન્યતાના આધારે પ્લાન્કે સૂચવ્યું કે પરમાણુ અને અણુ 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 પ્લાન્કે **ક્વૉન્ટમ** નામ આપ્યું. વિકિરણના એક ક્વૉન્ટમની ઊર્જા (E) તેની આવૃત્તિ (ν)ને સમપ્રમાણ છે અને તેને સમીકરણ 2.6 પ્રમાણે દર્શાવાય છે.

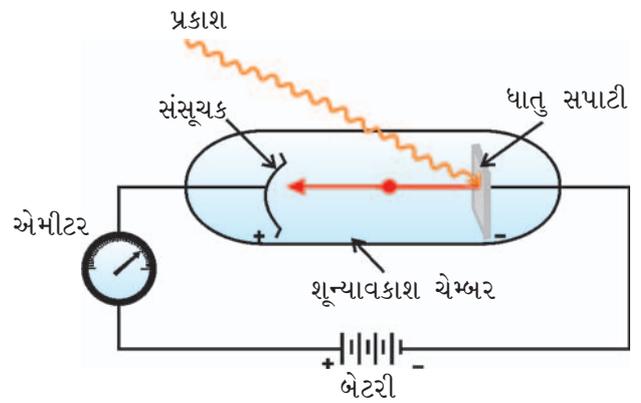
$$E = h\nu \quad \dots(2.6)$$

સપ્રમાણતા અચળાંક 'h'ને પ્લાન્કનો અચળાંક કહે છે અને તેનું મૂલ્ય 6.626×10^{-34} Js છે.

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

ફોટોઇલેક્ટ્રિક અસર :

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



આકૃતિ 2.9 ફોટોઇલેક્ટ્રિક અસરનો અભ્યાસ કરવાનું સાધન. કોઈ ચોક્કસ આવૃત્તિવાળો પ્રકાશ શૂન્યાવકાશ ચેમ્બરમાંની સ્વચ્છ ધાતુની સપાટી પર અથડાય છે. ધાતુમાંથી ઇલેક્ટ્રોન બહાર નીકળે છે અને સંસૂચક (detector)ની મદદથી તેની ગણતરી કરવામાં આવે છે જે તેમની ગતિજ ઊર્જાનું માપન કરે છે.

મેક્સ પ્લાન્ક (1858-1947)



જર્મન ભૌતિકશાસ્ત્રી મેક્સ પ્લાન્કે 1879માં મ્યુનિચ યુનિવર્સિટીમાંથી સૈદ્ધાંતિક ભૌતિકવિજ્ઞાનમાં Ph.D.ની પદવી પ્રાપ્ત કરી હતી. 1888માં બર્લિન યુનિવર્સિટીમાંની ઈન્સ્ટિટ્યૂટ ઓફ થિયોરેટિકલ ફિઝિક્સમાં નિયામક તરીકે

તેઓ નિમાયા હતા. પ્લાન્કને 1918માં તેમના ક્વૉન્ટમવાદના સિદ્ધાંત માટે નોબેલ પારિતોષિક એનાયત થયેલ. પ્લાન્કે આ ઉપરાંત ઉષ્માગતિશાસ્ત્ર અને ભૌતિકવિજ્ઞાનના અન્ય ક્ષેત્રોમાં નોંધપાત્ર પ્રદાન કરેલ છે.

જેમાંથી મળેલા પ્રાયોગિક પરિણામો નીચે પ્રમાણે હતા :

- ધાતુની સપાટી પર પ્રકાશનો પુંજ જેવો અથડાય છે કે તરત જ તેમાંથી ઇલેક્ટ્રોનનું ઉત્સર્જન થાય છે. એનો અર્થ એમ કે પ્રકાશ પુંજનું અથડાવું અને ઇલેક્ટ્રોનનું ધાતુની સપાટી પર ઉત્સર્જિત થવું વચ્ચે કોઈ સમયગાળો જતો નથી.
- ઉત્સર્જિત થતાં ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા પ્રકાશની તીવ્રતા અથવા તેજસ્વિતાના સમપ્રમાણમાં હોય છે.
- દરેક ધાતુ માટે કોઈ સૌથી ઓછી લાક્ષણિક ન્યૂનતમ આવૃત્તિ ν_0 હોય છે (જે દેહલી (threshold) આવૃત્તિ તરીકે ઓળખાય છે). આ આવૃત્તિથી નીચેની આવૃત્તિએ ફોટોઇલેક્ટ્રિક અસર થતી નથી, જ્યારે $\nu > \nu_0$ થાય ત્યારે ઉત્સર્જિત થયેલા ઇલેક્ટ્રોન અમુક ગતિજ ઊર્જા ધરાવતા હોય છે.

આ ઇલેક્ટ્રોનની ગતિજ ઊર્જા વપરાતા પ્રકાશની આવૃત્તિના વધારા સાથે વધે છે.

ઉપરના બધા જ પરિણામો ચિરસંમત (classical) ભૌતિકવિજ્ઞાનના નિયમોના આધારે સમજાવી શકાતા નથી. આ સિદ્ધાંત પ્રમાણે પ્રકાશના પુંજની ઊર્જા પ્રકાશની તેજસ્વિતા પર આધાર રાખે છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો ઉત્સર્જિત થતાં ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા અને તેમની ગતિજ ઊર્જા પ્રકાશની તેજસ્વિતા પર આધાર રાખશે. પરંતુ એવું નોંધવામાં આવ્યું છે કે ઉત્સર્જિત થતા ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા પ્રકાશિત તીવ્રતા પર આધાર રાખે છે, પણ ઉત્સર્જિત ઇલેક્ટ્રોનની ગતિજ ઊર્જા તેના ઉપર આધારિત નથી. ઉદાહરણ તરીકે, લાલ પ્રકાશ [$\nu = (4.3$ થી $4.6) \times 10^{14}$ Hz]ની કોઈ પણ

તેજસ્વિતા (તીવ્રતા) પોટેશિયમ ધાતુના ટુકડા પર કલાકો સુધી ચળકશે, પરંતુ ફોટોઇલેક્ટ્રોન ઉત્સર્જિત થતાં નથી, પરંતુ નબળો પીળો પ્રકાશ ($\nu = 5.1-5.2 \times 10^{14}$ Hz) પોટેશિયમ ધાતુ પર ચળકે છે અને ફોટોઇલેક્ટ્રિક અસર અવલોકિત થાય છે. પોટેશિયમ ધાતુ માટે દેહલી આવૃત્તિ (ν_0) 5.0×10^{14} Hz છે.

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

ધાતુની સપાટી પર પ્રકાશના પુંજનું ચળકવું ઘટનાને પ્રકાશના પુંજ ફોટોન વડે નિશાનગત (shooting) કરી શકાય, જ્યારે પૂરતી 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 મોડું 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 શબ્દોમાં 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.

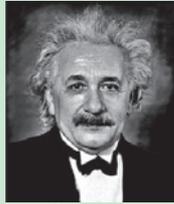
$$h\nu = h\nu_0 + \frac{1}{2} m_e V^2 \quad (2.7)$$

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 મૂંઝવણમાં મૂકી દીધા. એક બાજુ તે કાળા પદાર્થનું ઉત્સર્જિત વિકિરણ અને

જર્મનીમાં જન્મેલા અને અમેરિકન ભૌતિકશાસ્ત્રી આલ્બર્ટ આઈન્સ્ટાઈન વિશ્વને જાણીતા બે ભૌતિકશાસ્ત્રીઓમાંના એક છે (બીજા છે આઈઝેક ન્યુટન) તેમના ત્રણ સંશોધન પત્રો (સાપેક્ષતાવાદ, આલ્બર્ટ આઈન્સ્ટાઈન બ્રાઉનિયન ગતિ અને ફોટોઇલેક્ટ્રિક અસર) જે 1905માં પ્રકાશિત કર્યા ત્યારે બર્ને(Berne)માંની સ્વીસ પેટન્ટ ઓફિસમાં ટેકનિકલ આસિસ્ટન્ટ તરીકે નોકરી કરતા હતા. આ સંશોધન પત્રોએ ભૌતિકવિજ્ઞાનના ગહન વિકાસને અસર પહોંચાડી છે. 1921માં ફોટોઇલેક્ટ્રિક અસરની સમજ આપવા બદલ તેમને ભૌતિકવિજ્ઞાનમાં નોબેલ પારિતોષિક એનાયત કરવામાં આવ્યું.



આલ્બર્ટ આઈન્સ્ટાઈન
(1879-1955)

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

ફોટોઇલેક્ટ્રિક અસરની સંતોષકારક સમજણ આપે છે પરંતુ બીજી બાજુ પ્રકાશની તરંગપ્રકૃતિ કે જે વ્યતિકરણ અને વિવર્તન ઘટનાઓની સમજણ આપે છે. તેની સાથે સુસંગત નથી. આ મૂંઝવણના નિરાકરણનો એક જ માર્ગ છે કે પ્રકાશ બન્ને કણ અને તરંગ જેવા ગુણધર્મો ધરાવે છે. એટલે કે પ્રકાશની દ્વિત વર્તણૂક છે. પ્રયોગ પર આધાર રાખીને આપણે જાણી શકીએ કે પ્રકાશ તરંગ તરીકે વર્તે છે અથવા કણના પ્રવાહ તરીકે. જ્યારે વિકિરણ દ્રવ્ય સાથે પારસ્પરિક ક્રિયા કરે છે ત્યારે તે કણ પ્રકૃતિ દર્શાવે છે. જે તેની તરંગપ્રકૃતિથી (વ્યતિકરણ અને વિવર્તન) વિરોધાભાસી છે જે-તે ગમન કરે ત્યારે દર્શાવે છે. આ ખ્યાલ વૈજ્ઞાનિકો વિચારતા હતા તેનાથી તદ્દન ભિન્ન વિચાર દ્રવ્ય અને વિકિરણ માટે હતો. આથી તેનો સ્વીકાર અને વાજબીપણા માટે ઘણો લાંબો સમય લાગ્યો. તમે આગળ ઉપર જાણશો કે ઇલેક્ટ્રોન જેવા સૂક્ષ્મદર્શીય 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.

$$E = hv$$

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

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

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

$$= 3.313 \times 10^{-19} \text{ J}$$

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 એકવર્ણી પ્રકાશનું ઉત્સર્જન કરે છે. ગોળા વડે પ્રતિ સેકન્ડ ઉત્સર્જિત થયેલા ફોટોનની સંખ્યા ગણો.

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

એક ફોટોનની ઊર્જા $E = hv = \frac{hc}{\lambda}$

$$= \frac{6.626 \times 10^{-34} \text{ J s} \times 3.0 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}}{400 \times 10^{-9} \text{ m}}$$

$$= 4.969 \times 10^{-19} \text{ J}$$

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 સોડિયમની સપાટી પર પડે છે ત્યારે $1.68 \times 10^5 \text{ J mol}^{-1}$ ગતિજ ઊર્જા ધરાવતાં ઇલેક્ટ્રોન ઉત્સર્જિત થાય છે.

સોડિયમમાંથી એક ઇલેક્ટ્રોન 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.

$$E = hv = \frac{hc}{\lambda}$$

$$= \frac{6.626 \times 10^{-34} \text{ J s} \times 3.0 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}}{300 \times 10^{-9} \text{ m}}$$

$$= 6.626 \times 10^{-19} \text{ J}$$

એક મોલ ફોટોનની ઊર્જા

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

$$= 3.99 \times 10^5 \text{ J mol}^{-1}$$

સોડિયમમાંથી 1 મોલ ઇલેક્ટ્રોન 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 ઇલેક્ટ્રોન માટેની ઓછામાં ઓછી ઊર્જા

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

$$= 3.84 \times 10^{-19} \text{ J}$$

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 ઇલેક્ટ્રોનની 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 ક્વોન્ટીકૃત* ઇલેક્ટ્રોનીય ઊર્જા સ્તરના પુરાવા (પરમાણ્વીય વર્ણપટ) (Evidence for the Quantized Electron Energy Levels : Atomic Spectrum)

પ્રકાશની ઝડપ તે કયા 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 વિચલિત થાય છે અથવા વક્રીભવન પામે છે. એ નોંધવામાં આવ્યું છે કે જ્યારે પ્રકાશનું સફેદ કિરણ ત્રિપાસ્થ(Prism)માંથી પસાર કરવામાં આવે છે ત્યારે ટૂંકી તરંગલંબાઈવાળું કિરણ મોટી તરંગલંબાઈવાળા કરતાં વધુ વળાંક લે છે. સામાન્ય સફેદ પ્રકાશ દૃશ્યમાન વિસ્તારમાં

બધી જ તરંગલંબાઈ ધરાવતા તરંગો ધરાવે છે. તેથી તે સફેદ પ્રકાશનું કિરણ જુદા જુદા રંગીન પટ્ટાની શ્રેણીમાં ફેરવાય છે જેને વર્ણપટ 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. દૃશ્યમાન વર્ણપટનો વિસ્તાર જાંબલી $7.50 \times 10^{-14} \text{ Hz}$ થી લાલ $4 \times 10^{-14} \text{ Hz}$ સુધીનો હોય છે. આ વર્ણપટને સતત (continuous) વર્ણપટ કહે છે. સતત એટલા માટે કે જાંબલી વાદળીમાં ભળી જાય છે, વાદળી લીલામાં અને અન્ય રંગો પણ તે પ્રમાણે ભળી જાય છે. આવી જ વર્ણપટ આકાશમાં જ્યારે મેઘધનુષ રચાય છે ત્યારે બને છે. એ યાદ રાખશો કે દૃશ્યમાન વર્ણપટ વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણનો એક નાનો ભાગ (આકૃતિ 2.7) છે. વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણ જ્યારે દ્રવ્ય સાથે પારસ્પરિક ક્રિયા કરે છે ત્યારે પરમાણુઓ, અણુઓ ઊર્જાનું શોષણ કરે છે અને ઊંચા ઊર્જાસ્તર પર જાય છે. ઊંચા ઊર્જાસ્તરને કારણે તેઓ અસ્થાયી અવસ્થામાં હોય છે. ઊંચા ઊર્જાસ્તરમાંથી તેમના સામાન્ય સ્તર (વધારે સ્થાયી, નીચી ઊર્જા અવસ્થા)માં આવે છે ત્યારે વિદ્યુતચુંબકીય વર્ણપટના જુદા જુદા વિસ્તારના વિકિરણોનું ઉત્સર્જન થાય છે.

ઉત્સર્જન અને અવશોષણ વર્ણપટ

કોઈ પદાર્થ કે જેણે ઊર્જાનું અવશોષણ કરેલ છે અને તેના વડે વિકિરણનું વર્ણપટ ઉત્સર્જિત થાય છે તેને ઉત્સર્જન વર્ણપટ કહે છે. પરમાણુ, અણુ અથવા આયન કે જે વિકિરણનું અવશોષણ કરે છે, તેને ઉત્તેજિત થયેલા કહેવામાં આવે છે. ઉત્સર્જન વર્ણપટ 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 વર્ણપટ ઉત્સર્જન વર્ણપટની ફોટોગ્રાફીની નેગેટીવ 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 વર્ણપટમાં કાળી જગ્યાઓ (space) રાખે છે.

ઉત્સર્જન કે અવશોષણ વર્ણપટના અભ્યાસને સ્પેક્ટ્રોસ્કોપી (વર્ણપટદર્શકી) કહે છે. દૃશ્યમાન પ્રકાશનું વર્ણપટ જેની આગળ ઉપર ચર્ચા કરી છે તે સતત છે. કારણ કે તે દૃશ્યમાન પ્રકાશની બધી જ તરંગલંબાઈઓ(લાલથી જાંબલી)નું વર્ણપટમાં પ્રતિનિધિત્વ કરે છે. બીજી તરફ વાયુમય કલામાં પરમાણુઓના ઉત્સર્જન વર્ણપટ લાલથી જાંબલીની તરંગલંબાઈનો ફેલાવો સતત દર્શાવતા નથી પણ અમુક જ જગ્યાઓએ વિશિષ્ટ

* વિભિન્ન મૂલ્યો પર કોઈ ગુણધર્મનું પ્રતિબંધન (Restriction) ક્વોન્ટીકૃત કહેવાય છે.

તરંગલંબાઈઓ અને તેમની વચ્ચે કાળો અવકાશ દર્શાવે છે. આવા વર્ણપટને રેખા વર્ણપટ અથવા પરમાણ્વીય વર્ણપટ કહે છે. કારણ કે વર્ણપટમાં ઉત્સર્જિત વિકિરણ વર્ણપટમાં તેજસ્વી રેખાઓ તરીકે દેખાય છે (આકૃતિ 2.10).

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

રૂબીડિયમ (Rb), સીઝિયમ (Cs), થેલિયમ (Tl), ઈન્ડિયમ (In), ગેલિયમ (Ga) અને સ્કેન્ડિયમ (Sc) તત્ત્વોની

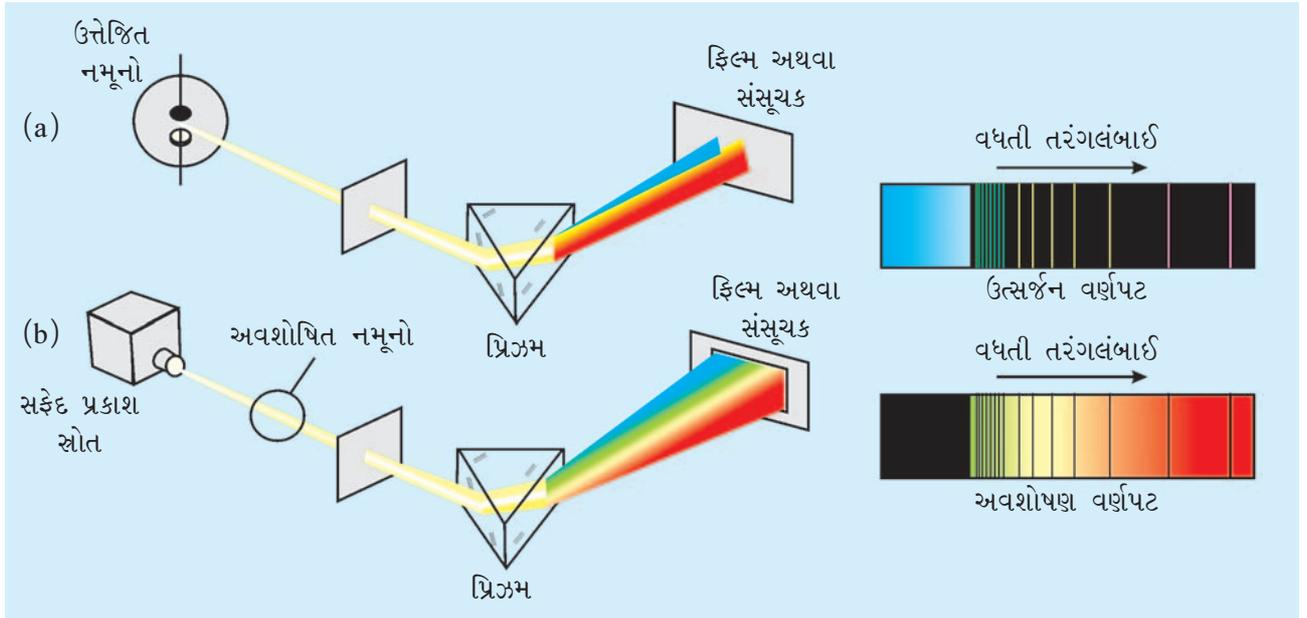
શોધ જ્યારે તેમના ખનીજોનું પૃથક્કરણ સ્પેક્ટ્રોસ્કોપી વડે કરવામાં આવ્યું હતું ત્યારે થઈ હતી. સૂર્યમાં હિલિયમ (He) તત્ત્વની શોધ સ્પેક્ટ્રોસ્કોપી પદ્ધતિ વડે થઈ હતી.

હાઈડ્રોજનનો રેખા વર્ણપટ

જ્યારે વાયુમય હાઈડ્રોજનમાંથી વિદ્યુતવિભાર પસાર કરવામાં આવે છે ત્યારે અણુ વિયોજિત થાય છે અને હાઈડ્રોજન પરમાણુ ઉત્તેજિત થાય છે અને જુદી જુદી આવૃત્તિવાળું વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણ ઉત્પન્ન કરે છે. હાઈડ્રોજન વર્ણપટ કેટલીક શ્રેણીઓનું બનેલું છે, જેને શોધનાર વૈજ્ઞાનિકોના નામ પરથી દર્શાવવામાં આવે છે. બામરે 1885માં પ્રાયોગિક અવલોકનના આધારે દર્શાવ્યું કે જો વર્ણપટની રેખાઓને તરંગ સંખ્યા($\bar{\nu}$)માં દર્શાવવામાં આવે તો હાઈડ્રોજન વર્ણપટની દૃશ્યમાન રેખાઓ નીચેના સૂત્રનું પાલન કરે છે.

$$\bar{\nu} = 109.677 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right) \text{ cm}^{-1} \quad (2.8)$$

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



આકૃતિ 2.10 (a) પરમાણ્વીય ઉત્સર્જન : ઉત્તેજિત 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 વર્ણપટ જે અલગ થયેલી તરંગલંબાઈનો ફોટોગ્રાફિક રેકોર્ડ છે તેને રેખા વર્ણપટ કહે છે. યોગ્ય માપનો કોઈ પણ નમૂનો ઘણી મોટી સંખ્યામાં પરમાણુઓ ધરાવે છે. જો કે કોઈ પણ સમયે એક જ પરમાણુ ઉત્તેજિત થાય છતાં પણ શક્ય બધી જ ઉત્તેજિત અવસ્થાઓ પરમાણુઓ ધરાવે છે, જ્યારે આ પરમાણુઓ નીચી ઊર્જા અવસ્થામાં આવે છે ત્યારે પ્રકાશ ઉત્સર્જિત થાય છે. જે વર્ણપટ માટે જવાબદાર છે. **(b) પરમાણ્વીય અવશોષણ વર્ણપટ :** બિનઉત્તેજિત પરમાણ્વીય હાઈડ્રોજનમાંથી જ્યારે સફેદ પ્રકાશ પસાર કરવામાં આવે છે ત્યારે ઇદ્ર અને પ્રિઝમમાંથી સંચરિત (transmitted) થતો પ્રકાશ (a)માં ઉત્સર્જિત થયેલી જ તરંગલંબાઈમાં તીવ્રતામાં ઘટાડો બતાવે છે અને રેકોર્ડ કરેલા અવશોષણ વર્ણપટને રેખા વર્ણપટ પણ કહે છે અને તે ઉત્સર્જિત વર્ણપટની ફોટોગ્રાફિક નેગેટીવ છે.

આ સૂત્ર દ્વારા વર્ણન કરાયેલી રેખાની શ્રેણીને **બામર શ્રેણી** કહેવાય છે. હાઈડ્રોજન વર્ણપટમાં બામર શ્રેણીની રેખાઓ જ માત્ર હોય છે. જે વિદ્યુતચુંબકીય વર્ણપટમાં દૃશ્યમાન છે. સ્વીડનના સ્પેક્ટ્રોસ્કોપીના નિષ્ણાત જોહાનીસ રીડબર્ગ (Johannes Rydberg) નોંધ્યું કે હાઈડ્રોજન વર્ણપટ રેખાઓની બધી જ શ્રેણીઓ નીચે પ્રમાણે રજૂ કરી શકાય :

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

જ્યાં, $n_1 = 1, 2, 3, \dots$

$$n_2 = n_1 + 1, n_1 + 2, n_1 + 3, \dots$$

$1,09,677 \text{ cm}^{-1}$ ને હાઈડ્રોજન માટેનો રીડબર્ગ અચળાંક કહે છે. રેખાઓની પ્રથમ પાંચ શ્રેણી જે $n_1 = 1, 2, 3, 4, 5$ ને અનુરૂપ હોય છે. તે અનુક્રમે લાયમેન (Lyman), બામર (Balmer), પાશ્ચન (Paschen), બ્રેકેટ (Brackett), ફુન્ડ (Pfund) શ્રેણી તરીકે ઓળખાય છે. હાઈડ્રોજન વર્ણપટમાં ઉપરની શ્રેણીઓની સંક્રાંતિ કોષ્ટક 2.3માં દર્શાવેલ છે. આકૃતિ 2.11 હાઈડ્રોજન પરમાણુ માટે સંક્રાંતિની લાયમેન, બામર અને પાશ્ચન શ્રેણીઓ દર્શાવે છે.

બધા જ તત્ત્વોમાં હાઈડ્રોજન પરમાણુનો સૌથી સરળ રેખા વર્ણપટ છે. ભારે પરમાણુઓ માટે રેખા વર્ણપટ વધુ ને વધુ જટિલ બનતો જાય છે. તેમ છતાં કેટલીક ખાસ વિશિષ્ટતાઓ રહેતી હોય છે જે બધા જ રેખા વર્ણપટમાં સામાન્ય છે એટલે (i) તત્ત્વ માટેનું રેખા વર્ણપટ અદ્વિતીય હોય છે. (ii) દરેક તત્ત્વના રેખાવર્ણપટમાં એક પ્રકારની નિયમિતતા જોવા મળે છે. હવે પ્રશ્નો ઉદ્ભવે છે કે આ સરખાપણા માટે કયા કારણો હોઈ શકે ? શું તેને પરમાણુની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના સાથે કંઈ લાગેવળગે છે ? આ પ્રશ્નોના ઉત્તર આપવા જરૂરી છે. આપણે આગળ ઉપર અભ્યાસ કરીશું કે તેના ઉત્તરો તત્ત્વોની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના સમજવામાં આવીરૂપ છે.

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

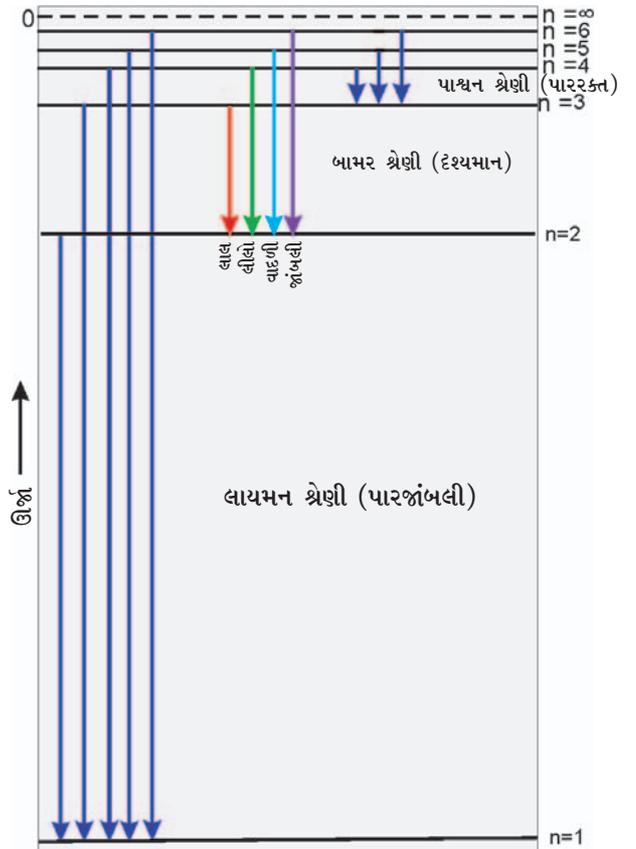
નિલ્સ બોહર (Niels Bohr)(1913) સૌપ્રથમ હતા જેમણે હાઈડ્રોજન પરમાણુની રચના અને તેના વર્ણપટને પરિમાણાત્મક રીતે સમજાવેલ હતો. જો કે આ સિદ્ધાંત આધુનિક ક્વોન્ટમ યંત્રશાસ્ત્રનો ન હતો પણ તે પરમાણ્વીય રચના અને વર્ણપટના ઘણા મુદ્દાઓનું સંમેયીકરણ (rationalization) કરવામાં

ઉપયોગી નીવડ્યો. બોહરનો હાઈડ્રોજન પરમાણુ માટેનો નમૂનો નીચેની અભિધારણાઓ પર આધારિત છે.

- હાઈડ્રોજન 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 સંકેન્દ્રિય (concentrically) રીતે ગોઠવાયેલી છે.
- કક્ષામાંના ઈલેક્ટ્રોનની ઊર્જા સમય સાથે બદલાતી નથી, પરંતુ જ્યારે ઈલેક્ટ્રોન નીચલી સ્થિર કક્ષામાંથી ઉપલી

કોષ્ટક 2.3 પરમાણ્વીય હાઈડ્રોજનની વર્ણપટ રેખાઓ

શ્રેણી	n_1	n_2	વર્ણપટ વિસ્તાર
લાયમેન	1	2, 3, ...	પારજાંબલી
બામર	2	3, 4, ...	દૃશ્યમાન
પાશ્ચન	3	4, 5, ...	પારરક્ત
બ્રેકેટ	4	5, 6, ...	પારરક્ત
ફુન્ડ	5	6, 7, ...	પારરક્ત



આકૃતિ 2.11 હાઈડ્રોજન પરમાણુમાં ઈલેક્ટ્રોનની સંક્રાંતિ (આકૃતિ સંક્રાંતિની લાયમેન, બામર અને પાશ્ચન શ્રેણીઓ દર્શાવે છે.)

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 જડત્વની ચાકમાત્રા (I) અને કોણીય વેગ (ω)નો ગુણાકાર છે. m_e દળ ધરાવતા ઇલેક્ટ્રોન 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 સંક્રાંતિ 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 બોહ્ર આવૃત્તિ નિયમ તરીકે ઓળખાય છે.



નિલ્સ બોહ્ર
(1885–1962)

ડચ ભૌતિકશાસ્ત્રી નિલ્સ બોહ્રે 1911માં કોપનહેગન યુનિવર્સિટીમાંથી Ph.D.ની પદવી મેળવી હતી. ત્યારબાદ તેઓએ જે. જે. થોમસન અને અર્નેસ્ટ રૂથરફોર્ડ સાથે ઇંગ્લેન્ડમાં એક વર્ષ વીતાવ્યું. 1913માં કોપનહેગન પરત આવ્યા. જ્યાં તેમણે પોતાના જીવનનો શેષ ભાગ વીતાવ્યો. 1920માં તેમનું ઇન્સ્ટિટ્યૂટ ઓફ થિયોરેટીકલ ફિઝિક્સ સંસ્થાના નિર્દેશક તરીકે નામાભિધાન કરાયું. પ્રથમ વિશ્વયુદ્ધ પછી નિલ્સ બોહ્રે પરમાણ્વીય ઊર્જાના શાંતિમય ઉપયોગો માટે ખૂબ જ મહેનત કરી. તેમણે પ્રથમ એટમ્સ ફોર પીસ એવોર્ડ 1957માં મેળવ્યો. બોહ્રને ભૌતિકવિજ્ઞાનમાં નોબેલ પારિતોષિક 1922માં આપવામાં આવેલું.

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

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

આમ, ઇલેક્ટ્રોન એવી જ કક્ષાઓમાં ઘૂમશે જેમના કોણીય વેગમાન $\left(\frac{h}{2\pi}\right)$ ના સંકલન (integral) ગુણક હોય એટલે જ કેટલીક કક્ષાઓ જ માન્ય ગણાય છે.

બોહ્રે ઉપયોગ કરેલી સ્થિર કક્ષાઓની ઊર્જાના વિચલન અંગેની વિગતો ઘણી ગૂંચવાડાભરેલી હતી અને તેની ચર્ચા ઉપલા ધોરણોમાં કરવામાં આવશે. હાઈડ્રોજન પરમાણુના બોહ્રના નમૂના પ્રમાણે.

(a) ઇલેક્ટ્રોન માટેની સ્થિર કક્ષાઓને $n = 1, 2, 3, \dots$ એમ દર્શાવેલ છે. આ સંકલિત સંખ્યા (વિભાગ 2.6.2)ને **મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક** તરીકે ઓળખવામાં આવે છે.

(b) સ્થિર કક્ષાઓની ત્રિજ્યાઓ નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

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

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

(c) 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 **રીડબર્ગ 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.

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

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

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

હાઇડ્રોજન પરમાણુના ઇલેક્ટ્રોનની ઊર્જા ઋણ સંજ્ઞા ધરાવે છે (સમીકરણ 2.13). આ ઋણ સંજ્ઞા શું કહેવા માંગે છે ? આ ઋણ સંજ્ઞા 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 ગણિતીય 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.

જ્યારે ઇલેક્ટ્રોન કેન્દ્રની અસરથી મુક્ત હોય છે ત્યારે ઊર્જા બરાબર શૂન્ય લેવામાં આવે છે. આ પરિસ્થિતિમાં ઇલેક્ટ્રોન મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક $n = \infty$ સાથે સંકળાયેલ હોય છે અને તેને આયન થયેલો હાઇડ્રોજન 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 (2.13)માં ઋણ સંજ્ઞાનું કારણ આ જ છે અને તે પ્રતિનિધિત્વ કક્ષાની શૂન્ય ઊર્જાની ($n = \infty$) સરખામણીમાં સ્થાયીતા સૂચવે છે.

(d) હાઇડ્રોજન પરમાણુમાં રહેલા એક ઇલેક્ટ્રોનની જેમ બોહ્રનો સિદ્ધાંત એક ઇલેક્ટ્રોન ધરાવતા આયનોને લાગુ પાડી શકાય. ઉદાહરણ તરીકે He^+ , Li^{2+} , Be^{3+} , ... વગેરે. આવા આયનો (હાઇડ્રોજન 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 પરમાણ્વીય ક્રમાંક છે અને તેના મૂલ્યો 2, 3 અનુક્રમે હિલિયમ 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 ઇલેક્ટ્રોન કેન્દ્ર સાથે મજબૂતાઈથી બંધાયેલો હોય છે.

(e) આ કક્ષાઓમાં ધૂમતા ઇલેક્ટ્રોનનો વેગ નક્કી કરવાનું શક્ય છે. અહીંયા સંપૂર્ણ પરિશુદ્ધ સમીકરણ આપેલ નથી પણ ગુણાત્મક રીતે કહીએ તો ઇલેક્ટ્રોનના વેગની માત્રા કેન્દ્ર પરના ઘનભારના વધારા સાથે વધે છે અને મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંકના વધારા સાથે ઘટે છે.

2.4.1 હાઇડ્રોજનના રેખા વર્ણપટની સમજૂતી (Explanation of Line Spectrum of Hydrogen)

વિભાગ 2.3.3માં જણાવ્યા પ્રમાણે હાઇડ્રોજન પરમાણુના મળેલા રેખા વર્ણપટને બોહ્રના નમૂનાનો ઉપયોગ કરીને જથ્થાત્મક રીતે સમજાવી શકીએ. અભિધારણા 2 પ્રમાણે જો ઇલેક્ટ્રોન નીચા મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક ધરાવતી કક્ષામાંથી ઊંચો મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક ધરાવતી કક્ષામાં જાય ત્યારે ઊર્જાનું અવશોષણ થાય અને ઊંચો મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક ધરાવતી કક્ષામાંથી નીચો મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક ધરાવતી કક્ષામાં જાય ત્યારે ઊર્જાનું ઉત્સર્જન થાય છે. ટૂંકમાં ઇલેક્ટ્રોન ઊંચી કક્ષામાંથી નીચી કક્ષામાં ખસે છે ત્યારે વિકિરણ (ઊર્જા) ઉત્સર્જિત થાય છે. બન્ને કક્ષા વચ્ચેનો ઊર્જાનો ગાળો સમીકરણ (2.16) દ્વારા 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.

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

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

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 વર્ણપટની બાબતમાં $n_f > n_i$ અને કોંસમાં દર્શાવેલ પર્યાય ધન છે અને ઊર્જા શોષાય છે. બીજી બાજુ લઈએ તો ઉત્સર્જન વર્ણપટમાં ($n_i > n_f$), ΔE ઋણ થશે અને ઊર્જા મુક્ત થશે.

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

કોયડો 2.10

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

ઉકેલ : $n_i = 5$ અને $n_f = 2$ છે. આ સંક્રાંતિ બામર શ્રેણીના દૃશ્યમાન વિસ્તારમાં વર્ણપટ 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

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

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

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

- (i) અદ્યતન સ્પેક્ટ્રોસ્કોપિક તકનીકીઓનો ઉપયોગ કરી અવલોકિત થયેલા હાઈડ્રોજન પરમાણુ વર્ણપટને વધુ સૂક્ષ્મ (fine) ડબ્લેટ એટલે કે બે ખૂબ જ નજીક ગોઠવાયેલી રેખાઓ) રીતે સમજાવવામાં નિષ્ફળ નીવડ્યો. આ નમૂનો હાઈડ્રોજન સિવાયના અન્ય પરમાણુઓના વર્ણપટ

સમજાવવામાં અસમર્થ રહ્યો. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો હિલિયમ પરમાણુ માત્ર બે જ ઇલેક્ટ્રોન ધરાવે છે. બીજા પરમાણુઓના વર્ણપટ સમજાવી શક્યો ન હતો. વધારામાં બોહ્રનો સિદ્ધાંત ચુંબકીય ક્ષેત્રની હાજરીમાં (ઝીમેન (Zeeman) અસર) અને વિદ્યુતીય ક્ષેત્રની હાજરીમાં (સ્ટાર્ક (Stark) અસર), વર્ણપટીય રેખાના વિપાટન (splitting) સમજાવવામાં અશક્તિમાન રહ્યો.

(ii) તે પરમાણુઓની રાસાયણિક બંધથી અણુ બનાવવાની ક્ષમતા વિશે પણ સમજાવી શકેલ નહિ.

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 ક્વોન્ટમ 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. હાઈઝનબર્ગનો અનિશ્ચિતતાનો સિદ્ધાંત

2.5.1 દ્રવ્યની દ્વૈત વર્તણૂક (Dual Behaviour of Matter)

1924માં ફ્રેન્ચ ભૌતિકશાસ્ત્રી દે બ્રોગ્લીએ (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 ઇલેક્ટ્રોનને પણ વેગમાન અને તરંગલંબાઈ હોઈ શકે છે. બ્રોગ્લીએ આ સરખામણી પરથી દ્રવ્યતરંગની તરંગલંબાઈ (λ) અને વેગમાન (p) વચ્ચે નીચેનો સંબંધ રજૂ કર્યો.

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

જ્યાં m કણનું દળ છે અને v તેનો વેગ છે અને p તેનું વેગમાન છે. દે-બ્રોગ્લીનું પ્રાકૃતિક પુરવાર થયું જ્યારે પ્રાયોગિક રીતે સાબિત થયું કે ઇલેક્ટ્રોનનો પુંજ વિવર્તન દર્શાવે છે. જે કોઈ તરંગની લાક્ષણિકતા છે. આ હકીકતનો ઉપયોગ ઇલેક્ટ્રોન માઈક્રોસ્કોપ જેનો આધાર સામાન્ય

લુઈસ દે બ્રોગ્લી (1892–1987)

ફ્રેન્ચ ભૌતિકશાસ્ત્રી લુઈસ દે બ્રોગ્લીએ 1910ની શરૂઆતમાં પૂર્વસ્નાતક કક્ષાએ ઇતિહાસનો અભ્યાસ કરેલો. પ્રથમ વિશ્વયુદ્ધ દરમિયાન તેમને રેડિયો સંદેશાવહનનું કાર્ય સોંપવામાં આવેલ હોવાથી તેમનો વિજ્ઞાન તરફ રસ તેમને ભૌતિકવિજ્ઞાન તરફ ખેંચી લાવ્યો. તેમણે 1924માં પેરિસ યુનિવર્સિટીમાંથી Dr. Sc.ની પદવી મેળવી હતી. તેઓ 1932થી 1962માં નિવૃત્તિ સમય સુધી યુનિવર્સિટી ઓફ પેરિસમાં સૈદ્ધાંતિક ભૌતિકવિજ્ઞાનના પ્રાધ્યાપક રહ્યા. તેમને 1929માં ભૌતિકવિજ્ઞાનમાં નોબેલ પારિતોષિક એનાયત થયેલ.



સૂક્ષ્મદર્શક યંત્રમાં પ્રકાશના તરંગ સ્વભાવનો ઉપયોગ કરીએ છીએ તેમ ઇલેક્ટ્રોનનો તરંગ સ્વભાવના આધારે કરવામાં આવેલો. ઇલેક્ટ્રોન 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 દે-બ્રોગ્લી 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. ઇલેક્ટ્રોન અને બીજા અવપરમાણ્વીય કણો (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 : દે-બ્રોગ્લી 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 = $\frac{1}{2}mv^2$

$$\begin{aligned} \therefore v &= \left(\frac{2 \text{ K.E.}}{m} \right)^{\frac{1}{2}} \\ &= \left(\frac{2 \times 3.0 \times 10^{-25} \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2}}{9.1 \times 10^{-31} \text{ kg}} \right)^{\frac{1}{2}} \\ &= 812 \text{ ms}^{-1} \\ \therefore v &= \frac{h}{mv} = \frac{6.626 \times 10^{-34} \text{ Js}}{(9.1 \times 10^{-31} \text{ kg})(812 \text{ ms}^{-1})} \\ &= 8967 \times 10^{-10} \text{ m} \\ &= 896.7 \text{ nm} \end{aligned}$$

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

$$\begin{aligned} m &= \frac{h}{\lambda v} = \frac{6.626 \times 10^{-34} \text{ Js}}{(3.6 \times 10^{-10} \text{ m})(3 \times 10^8 \text{ ms}^{-1})} \\ &= 6.135 \times 10^{-29} \text{ kg} \end{aligned}$$

2.5.2 હાઈઝનબર્ગનો અનિશ્ચિતતા સિદ્ધાંત (Heisenberg's Uncertainty Principle)

જર્મન ભૌતિકશાસ્ત્રી હાઈઝનબર્ગે 1927માં અનિશ્ચિતતા સિદ્ધાંતનું નિવેદન કરેલું, જે દ્રવ્ય અને વિકિરણ દ્વેત 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.

$$\Delta x \cdot \Delta p_x \geq \frac{h}{4\pi} \tag{2.23}$$

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

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 ચોક્કસાઈથી જાણતા હોઈએ તો તે સમયે ઈલેક્ટ્રોનનો વેગ Δv_x નું મૂલ્ય ઘણું મોટું હશે. જો ઈલેક્ટ્રોનનો વેગ ચોક્કસાઈપૂર્વક જાણતા હોઈએ તો તે સમયે ઈલેક્ટ્રોનનું સ્થાન અનિશ્ચિત હશે (Δx ઘણું ઊંચું મૂલ્ય હશે.). આમ, આપણે ઈલેક્ટ્રોનના સ્થાન કે વેગ માટે કોઈ ભૌતિક માપન કરીએ તો નતીજો (outcome) હંમેશાં અસ્પષ્ટ અને ધૂંધળું ચિત્ર હશે.

અનિશ્ચિતતાનો સિદ્ધાંત ઉદાહરણ દ્વારા સૌથી સારી રીતે સમજી શકાશે. ધારો કે તમને એક પાતળા કાગળની જાડાઈ માપવા માટે અંકિત કર્યા વગરની માપપટ્ટીથી માપવાનું કહેવામાં આવે તો સ્વાભાવિક છે મળતા પરિણામો ખૂબ જ અચોક્કસ અને અર્થહીન હશે. ધારો કે તમને પાતળા કાગળની અંકિત કરેલ માપપટ્ટી વડે જાડાઈ માપવાનું કહેવામાં આવે તો, કાગળની જાડાઈ કરતાં ઓછી જાડાઈ માપે તેવું સાધન વાપરવું પડે. એ જ પ્રમાણે ઈલેક્ટ્રોનનું સ્થાન નક્કી કરવા માટે તમારે ઈલેક્ટ્રોનના પરિમાણો કરતાં ઓછા પરિમાણોવાળા એકમોમાં અંકિત કરેલી માપપટ્ટી 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 પ્રક્રમમાં બેશક આપણે ઈલેક્ટ્રોનનું સ્થાન ગણી શકીએ, પરંતુ અથડામણ પછી ઈલેક્ટ્રોનના વેગ વિશે ઘણું ઓછું જાણી શકીએ.

અનિશ્ચિતતા નિયમનું મહત્વ :

હાઈઝનબર્ગ અનિશ્ચિતતા સિદ્ધાંતની એક અગત્યની બાબત એ છે કે ઈલેક્ટ્રોન અને બીજા સમાન કણોના નિશ્ચિત પથ અથવા પ્રક્ષેપ પથના અસ્તિત્વને નકારી દે છે. વસ્તુઓના પ્રક્ષેપ 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 પ્રક્ષેપ પથ

નક્કી કરે છે. ઈલેક્ટ્રોન જેવી અવપરમાણ્વીય વસ્તુ માટે કોઈ પણ ક્ષણે ચોકસાઈપૂર્વક તેના સ્થાન અને વેગ એકસાથે નક્કી કરવા અશક્ય છે. ઈલેક્ટ્રોન પ્રક્ષેપ પથ વિશે વાત કરવી પણ શક્ય નથી.

હાઈઝનબર્ગ (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,

$$\begin{aligned}\Delta v \cdot \Delta x &= \frac{h}{4\pi \cdot m} \\ &= \frac{6.626 \times 10^{-34} \text{ Js}}{4 \times 3.1416 \times 10^{-6} \text{ kg}} \\ &\approx 10^{-28} \text{ m}^2\text{s}^{-1}\end{aligned}$$

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

સૂક્ષ્મદર્શીય કણ જેવા કે ઈલેક્ટ્રોન માટે $\Delta v \cdot \Delta x$ નું મૂલ્ય ઘણું મોટું (વધારે) હોય છે. આવી અચોક્કસતા સાચાં પરિણામની હોય છે. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો ઈલેક્ટ્રોનનું દળ 9.1×10^{-31} kg છે. હાઈઝનબર્ગ 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 બોહ્રની 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 ક્વોન્ટમ 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 ?

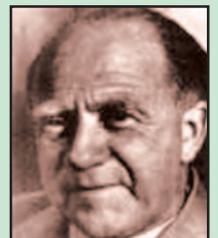
ઉકેલ : $\Delta x \cdot \Delta p = \frac{h}{4\pi}$ અથવા $\Delta x \cdot m\Delta v = \frac{h}{4\pi}$

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

કોયડો 2.16

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

વર્નર હાઈઝનબર્ગ (1901 - 1976) 1923માં મ્યુનિચ યુનિવર્સિટીમાંથી Ph.D.ની પદવી મેળવી હતી. ત્યારબાદ તેઓ ગોટિન્જન ખાતે મેક્સ બોર્ન સાથે અને નિલ્સ બોહ્ર સાથે કોપનહૅગમાં 3 વર્ષ રહ્યા. તેઓ 1927 થી 1941 સુધી લિપ્ઝિગ (Leipzig) યુનિવર્સિટીમાં ભૌતિકવિજ્ઞાનના પ્રાધ્યાપક તરીકે રહ્યા. બીજા વિશ્વયુદ્ધ દરમિયાન હાઈઝનબર્ગ પરમાણુ બોમ્બની જર્મન શોધમાં ઈન્ચાર્જ હતા. વિશ્વયુદ્ધ પછી તેમને ગોટિન્જનની મેક્સ પ્લાન્ક ઈન્સ્ટિટ્યૂટમાં નિયામક તરીકે નીમવામાં આવ્યા. તેઓ એક કુશળ પર્વતારોહક હતા. હાઈઝનબર્ગને 1932માં ભૌતિકવિજ્ઞાનમાં નોબેલ પારિતોષિક આપવામાં આવેલું.



ઉકેલ :

વેગમાં અનિશ્ચિતતા 2 % છે.

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

સમીકરણ (2.22)નો ઉપયોગ કરતાં,

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

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

બોહ્ર નમૂનાની નિષ્ફળતાના કારણો :

હવે કોઈ પણ વ્યક્તિ બોહ્ર નમૂનાની નિષ્ફળતાના કારણો સમજી શકશે. બોહ્ર નમૂનામાં ઈલેક્ટ્રોન ભાર ધરાવતો કણ હતો અને કેન્દ્રની આસપાસ નિશ્ચિત કક્ષાઓમાં ફરતો સ્વીકારવામાં આવેલો. બોહ્ર નમૂનામાં તરંગ પ્રવૃત્તિને 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 ચોકસાઈપૂર્વક એક જ સમયે જાણતા હોઈએ. આ હાઈઝનબર્ગના અનિશ્ચિતતા સિદ્ધાંત પ્રમાણે શક્ય નથી. આમ હાઈઝનબર્ગના પરમાણુનો બોહ્ર નમૂનો દ્રવ્યના દ્વૈત સ્વભાવને ધ્યાનમાં લેતો નથી અને હાઈઝનબર્ગના સિદ્ધાંતનો વિરોધાભાસ દર્શાવે છે. બોહ્ર નમૂનામાં રહેલી આ સહજ નબળાઈને કારણે બોહ્રના નમૂનાને બીજા પરમાણુઓ માટે લાગુ પાડવાનો કોઈ અર્થ નથી. ખરેખર તો પરમાણુની રચનામાં ડોકિયું જરૂરી હતું કે જે દ્રવ્ય માટે તરંગ-કણ ગુણધર્મ સમજાવે અને હાઈઝનબર્ગના અચોક્કસતા સિદ્ધાંત સાથે સુસંગત રહે. ક્વોન્ટમ યંત્રશાસ્ત્રના આગમન સાથે આ શક્ય બન્યું.

2.6 પરમાણુનો ક્વોન્ટમ યાંત્રિકીય નમૂનો (Quantum Mechanical Model of Atom)

ન્યૂટનના ગતિના નિયમો પર આધારિત ચિરસંમત (classical) યંત્રશાસ્ત્ર સફળતાપૂર્વક સ્થૂળ કણો જેવાં કે

ઓસ્ટ્રિયન ભૌતિકશાસ્ત્રી ઈરવિન શ્રોડિંજર (Erwin Schrodinger)



વિયેના યુનિવર્સિટીમાંથી 1910માં Ph.D. પદવી મેળવી હતી. 1927માં પ્લાન્કની વિનંતીથી યુનિવર્સિટી ઓફ બર્લિનમાં મેક્સ પ્લાન્કના ઉત્તરાધિકારી તરીકે નિમાયા હતા. શ્રોડિંજરે 1933માં બર્લિન છોડી દીધું, કારણ કે તેઓ હિટલર અને નાઝી નીતિઓના વિરોધી હતા અને તેથી ઓસ્ટ્રિયા પરત આવી ગયા. જર્મની દ્વારા ઓસ્ટ્રિયા પર ચઢાઈ બાદ શ્રોડિંજરને જબરદસ્તીથી તેમની પ્રોફેસરશીપમાંથી દૂર કરવામાં આવ્યા હતા. ત્યારબાદ તેઓ આયર્લેન્ડના ડબ્લીનમાં ગયા અને ત્યાં સત્તર વર્ષ રહ્યા. શ્રોડિંજરને 1933માં પી. એ. એમ. ડિરાક (P. A. M. Dirac) સાથે સંયુક્ત રીતે નોબેલ પારિતોષિક આપવામાં આવેલું.

ઈરવિન શ્રોડિંજર (1887-1961)

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 ઈલેક્ટ્રોન, પરમાણુ, અણુ વગેરે માટે નિષ્ફળ નીવડે છે. આનું કારણ ચિરસંમત યંત્રશાસ્ત્રે દ્રવ્યનો દ્વૈત સ્વભાવ, ખાસ કરીને અવપરમાણ્વીય કણો માટે અને અનિશ્ચિતતા સિદ્ધાંતને અવગણ્યા હતા. વિજ્ઞાનની શાખા જે દ્રવ્યની આ દ્વૈત વર્તણૂકને ધ્યાનમાં લે છે તેને ક્વોન્ટમ યંત્રશાસ્ત્ર કહે છે.

ક્વોન્ટમ યંત્રશાસ્ત્ર સૈદ્ધાંતિક વિજ્ઞાન છે. જે સૂક્ષ્મદર્શિય પદાર્થો જેમને બન્ને 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 ક્વોન્ટમ યંત્રશાસ્ત્ર સ્થૂળદર્શિય પદાર્થોને (જેમને માટે તરંગ જેવા ગુણધર્મો નગણ્ય છે) લાગુ પાડવામાં આવે છે ત્યારે ચિરસંમત યંત્રશાસ્ત્ર લાગુ પાડવાથી મળતાં પરિણામો જેવા જ છે.

ક્વોન્ટમ યંત્રશાસ્ત્ર 1926માં સ્વતંત્ર રીતે વર્નર હાઈઝનબર્ગ અને ઈરવિન શ્રોડિંજરે વિકસિત કરેલા. આપણે અહીંયા એ ક્વોન્ટમ યંત્રશાસ્ત્રની ચર્ચા કરીશું, જે તરંગ ગતિના વિચારો પર આધારિત છે. ક્વોન્ટમ યંત્રશાસ્ત્રનું મૂળભૂત સમીકરણ શ્રોડિંજરે વિકસાવેલું અને 1933માં ભૌતિક-વિજ્ઞાનમાં નોબેલ પારિતોષિક મેળવેલું. આ સમીકરણ જેમાં દ-બ્રોગલી દ્વારા રજૂ કરાયેલ તરંગ સ્વભાવનો સમાવેશ કરવામાં

આવેલો. તે ખૂબ જ જટિલ છે અને તેના ઉકેલ માટે ઉચ્ચતર ગણિતશાસ્ત્રની જરૂર પડે. ઉચ્ચતર ધોરણોમાં તેના ઉકેલ વિશે શીખશો.

પરમાણુ કે અણુ જેવી પ્રણાલી (જેની ઊર્જા સમય સાથે બદલાતી નથી) માટેનું શ્રોરિજર સમીકરણ $\hat{H}\Psi = E\Psi$ પ્રમાણે લખી શકાય. જ્યાં, \hat{H} ગાણિતીય કારક છે જેને હેમિલ્ટોનીયન (Hamiltonian) કારક કહેવામાં આવે છે. શ્રોરિજર પ્રણાલીની કુલ ઊર્જા માટેના પદ માટે આ કારકની રચનાની માહિતી આપી હતી. પ્રણાલીની કુલ ઊર્જા બધા જ અવપરમાણ્વીય 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.

હાઇડ્રોજન પરમાણુ અને શ્રોરિજર સમીકરણ :

જ્યારે શ્રોરિજરનું સમીકરણ હાઇડ્રોજન પરમાણુ માટેના ઉકેલ માટે ઉપયોગમાં લેવાયું, ત્યારે તેના ઉકેલથી શક્ય ઊર્જાસ્તર કે જે ઇલેક્ટ્રોન ધરાવી શકે છે અને તેમને અનુરૂપ દરેક ઊર્જાસ્તર સાથે સંકળાયેલ તરંગ વિધેય Ψ . આ ક્વોન્ટીકૃત ઊર્જાસ્તર અને તેને અનુરૂપ તરંગવિધેય જેમને ત્રણ ક્વોન્ટમ આંક (મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક n , ગૌણ ક્વોન્ટમ આંક l અને ચુંબકીય ક્વોન્ટમ આંક m_l)ના સેટથી લાક્ષણિક કરવામાં આવ્યા છે. તે શ્રોરિજર સમીકરણના ઉકેલ તરીકે સહજ પરિણામ (consequence) હતું. જ્યારે કોઈ ઇલેક્ટ્રોન કોઈ ઊર્જાસ્તરમાં હોય ત્યારે તેને અનુરૂપ તરંગ વિધેય ઇલેક્ટ્રોન વિશેની બધી જ માહિતી ધરાવે છે. તરંગ વિધેય ગાણિતીય વિધેય છે જેનું મૂલ્ય પરમાણુમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રોનના યામો પર આધાર રાખે છે અને તેનો કોઈ ભૌતિક અર્થ થતો નથી. હાઇડ્રોજન અથવા હાઇડ્રોજન જેવી સ્પીસિઝ જેમાં એક ઇલેક્ટ્રોન જ હોય છે તેમના તરંગ વિધેયોને પરમાણ્વીય કક્ષકો કહે છે. આવી એક ઇલેક્ટ્રોન ધરાવતી સ્પીસિઝને લગતા આવા તરંગ વિધેયોને એક ઇલેક્ટ્રોન પદ્ધતિ કહે છે. પરમાણુમાં કોઈ પણ બિંદુએ ઇલેક્ટ્રોન મળી આવવાની સંભાવ્યતા (propability) તે બિંદુએ $|\Psi|^2$ ને સમપ્રમાણ હોય છે. હાઇડ્રોજન પરમાણુ માટેના ક્વોન્ટમ યંત્રશાસ્ત્રીય પરિણામો સફળતાપૂર્વક હાઇડ્રોજન પરમાણુની બધી જ બાબતો જેમાં બોહ્ર નમૂનાના આધારે ન સમજાવી શકાયેલ બાબતોનો પણ સમાવેશ થાય છે તે સમજાવી શકાય છે.

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

પરમાણુના ક્વોન્ટમયાંત્રિકીય નમૂનાની

અગત્યની ખાસિયતો :

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

1. પરમાણુમાં ઇલેક્ટ્રોનની ઊર્જા ક્વોન્ટીકૃત થયેલી હોય છે (એટલે કે તેમને કોઈ વિશિષ્ટ મૂલ્યો હોય છે). ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો ઇલેક્ટ્રોન પરમાણુના કેન્દ્ર સાથે બંધિત હોય છે.
2. ક્વોન્ટીકૃત ઇલેક્ટ્રોનીય ઊર્જાસ્તરનું અસ્તિત્વ ઇલેક્ટ્રોનની તરંગ પ્રકૃતિનું સીધું જ પરિણામ છે અને તે શ્રોરિજર સમીકરણથી માન્ય ઉકેલ છે.
3. પરમાણુમાં ઇલેક્ટ્રોનનું ચોક્કસ સ્થાન અને વેગ એક સાથે નક્કી કરી શકાય નહિ (હાઇઝનબર્ગ અનિશ્ચિતતા સિદ્ધાંત) માટે પરમાણુમાં ઇલેક્ટ્રોનનો પથ કદી નક્કી કરી શકાય નહિ અથવા ચોક્કસાઈપૂર્વક જાણી શકાય નહિ. આથી જ તમે આગળ જોશો કે પરમાણુમાં જુદા જુદા બિંદુએ ઇલેક્ટ્રોન મળવાની સંભાવના વિશે વાત કરે છે.

4. પરમાણ્વીય કક્ષક પરમાણુમાંના ઈલેક્ટ્રોનનું તરંગ વિધેય છે, જ્યારે કોઈ ઈલેક્ટ્રોનનું તરંગવિધેય તરીકે વર્ણન કરવામાં આવે છે ત્યારે આપણે કહીએ છીએ કે ઈલેક્ટ્રોન તે કક્ષક ધરાવે છે. આવા ઘણા તરંગ વિધેયો ઈલેક્ટ્રોન માટે શક્ય હોવાથી પરમાણુમાં ઘણી પરમાણ્વીય કક્ષકો હોય છે. “એક ઈલેક્ટ્રોન કક્ષક તરંગ વિધેયો” અથવા કક્ષકો પરમાણુની ઈલેક્ટ્રોનીય રચનાનો પાયો છે. દરેક કક્ષકમાં ઈલેક્ટ્રોનને નિશ્ચિત (definite) ઊર્જા હોય છે. કક્ષક બે કરતાં વધારે ઈલેક્ટ્રોન સમાવી શકે નહિ. બહુઈલેક્ટ્રોન ધરાવતા પરમાણુમાં વધતી ઊર્જાના ક્રમમાં ઈલેક્ટ્રોન ભરવામાં (ગોઠવવામાં) આવે છે. વધુ ઈલેક્ટ્રોન પરમાણુમાં દરેક ઈલેક્ટ્રોન માટે કક્ષક તરંગ વિધેય હોવું જોઈએ. જે તે ઈલેક્ટ્રોન ધરાવતી કક્ષકની લાક્ષણિકતા હોય છે. પરમાણુના ઈલેક્ટ્રોનની બધી જ માહિતી તેના કક્ષક-તરંગવિધેય Ψ માં સંગ્રહિત થાય છે અને તરંગશાસ્ત્રીય Ψ થી ચોક્કસ માહિતી મેળવવાનું શક્ય બને છે.
5. પરમાણુમાં કોઈ પણ બિંદુએ ઈલેક્ટ્રોન મળવાની સંભાવ્યતા કક્ષક તરંગ વિધેયના વર્ગના સમપ્રમાણમાં હોય છે એટલે કે તે બિંદુએ $|\Psi|^2$. $|\Psi|^2$ સંભાવ્યતા ઘનતા 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 પ્રાકૃત્યન કરવાનું શક્ય બનાવે છે.

2.6.1 કક્ષકો અને ક્વોન્ટમ આંક (Orbitals and Quantum Numbers)

પરમાણુમાં ઘણી સંખ્યામાં કક્ષકો હોઈ શકે છે. ગુણાત્મક રીતે આ કક્ષકોને તેમના કદ, આકાર અને દિક્વિન્યાસ (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 દિક્વિન્યાસનો અર્થ છે કે બીજી દિશાઓ કરતાં અમુક ચોક્કસ દિશામાં ઈલેક્ટ્રોન મળવાની સંભાવ્યતા વધારે છે. પરમાણ્વીય કક્ષકો પરિશુદ્ધતાપૂર્વક તેમના ક્વોન્ટમ આંક તરીકે ઓળખાતી બાબતથી વિભેદિત કરી શકાય છે. દરેક કક્ષક ત્રણ ક્વોન્ટમ આંક n , l અને m તરીકે ચિહ્નિત કરાય છે.

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

મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક કોશની (shell) ઓળખ આપે છે. n ના મૂલ્યમાં વધારા સાથે માન્ય કક્ષકોની સંખ્યા પણ વધે છે અને તેમને ‘ n^2 ’ તરીકે દર્શાવાય છે. આપેલ n ના 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 ક્વોન્ટમ આંક ‘ n ’ના વધારા સાથે કક્ષકનું કદ વધે છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો ઈલેક્ટ્રોન કેન્દ્રથી દૂર રહેલો હશે. ધનભાર ધરાવતા કેન્દ્રથી ઋણભાર ધરાવતા ઈલેક્ટ્રોનને ખસેડવા માટે ઊર્જાની જરૂર પડે છે. તેથી n ના વધારા સાથે વધારે ઊર્જાની જરૂર પડશે.

ગૌણ (Azimuthal) ક્વોન્ટમ આંક l ને કક્ષક કોણીય વેગમાન અથવા સહાયક ક્વોન્ટમ આંક પણ કહે છે. તે કક્ષકના ત્રિપરિમાણિય આકારને વ્યાખ્યાયિત કરે છે. આપેલ n ના 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 n ના મૂલ્ય 0, 1, 2 થશે.

દરેક કોશ એક અથવા વધુ પેટાકોશ અથવા પેટાસ્તર ધરાવે છે. મુખ્ય કોશમાં પેટાકોશોની 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 ક્વોન્ટમ આંક નિર્દેશિત કરવામાં આવેલ છે. l ના જુદા જુદા મૂલ્યો પ્રમાણે પેટાકોશ l ને નીચેની સંજ્ઞાઓથી દર્શાવાય છે.

l નું મૂલ્ય	:	0	1	2	3	4	5
પેટાકોશ માટેનો	:	s	p	d	f	g	h

સંકેત

કોષ્ટક 2.4માં આપેલ મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક માટે l 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 ક્વોન્ટમ આંક m_l : નિર્દેશાંક યામો પ્રમાણિત સેટના સંદર્ભમાં કક્ષકના અવકાશીય દિક્સ્થાન 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.
 $m_l = -l, -(l-1), -(l-2)... 0, 1... (l-2), (l-1), l$

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 વ્યાખ્યાયિત 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.

l 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' : પરમાણ્વીય કક્ષકોને ચિહ્નિત કરતાં ત્રણેય ક્વોન્ટમ આંક ઊર્જા, આકાર અને દિક્સ્થાનનો સરખી રીતે ઉપયોગ કરીને વ્યાખ્યાયિત કરી શકાય છે, પરંતુ આ બધા જ ક્વોન્ટમ આંક એક વધુ ઇલેક્ટ્રોનની બાબતમાં મેળવેલા રેખા વર્ણપટ સમજાવી શકવા માટે પૂરતાં નથી. કારણ કે એમાં કેટલીક રેખાઓ ખરેખર ડબ્લેટ (ખૂબ જ નજીક-નજીક બે રેખાઓ), ટ્રિપ્લેટ (ખૂબ જ નજીક-નજીક ત્રણ રેખાઓ) વગેરે મળે છે. આ સૂચવે છે કે બીજા કેટલાક વધારે શક્તિ સ્તર ત્રણેય ક્વોન્ટમ આંકથી પ્રાકૃતિક રીતે ઉપરાંત હાજર હોવા જોઈએ.

1925માં જ્યોર્જ ઉહલેનબેક (Uhlenbeck) અને સેમ્યુઅલ ગાઉડસ્મીટ (Samuel Goudsmit) યોથા ક્વોન્ટમ આંક -

કક્ષા, કક્ષક અને તેની અગત્ય

કક્ષા અને કક્ષક એકબીજાના પર્યાયો નથી. કક્ષા એટલે બોહ્રના જણાવ્યા પ્રમાણે કેન્દ્રની ફરતે વર્તુળાકાર માર્ગ જેમાં ઇલેક્ટ્રોન ફરે છે. હાઈડ્રોજનબર્ગ અનિશ્ચિતતા નિયમ પ્રમાણે 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 પરમાણ્વીય કક્ષક ક્વોન્ટમ યાંત્રિકીય ખ્યાલ છે અને પરમાણુમાં એક ઇલેક્ટ્રોન તરંગ વિધેય ψ નો નિર્દેશ કરે છે. તે ત્રણ ક્વોન્ટમ આંક (n, l અને m_l)થી લાક્ષણિક છે અને તેનું મૂલ્ય ઇલેક્ટ્રોનની યામો પર આધાર રાખે છે. ψ ને પોતાને પણ કોઈ ભૌતિક અર્થ નથી. તરંગવિધેયનો વર્ગ એટલે કે $|\psi|^2$ નો ભૌતિક અર્થ છે. પરમાણુમાં કોઈપણ બિંદુએ $|\psi|^2$, તે બિંદુએ સંભાવ્યતા ઘનતાનું મૂલ્ય આપે છે. સંભાવ્યતા ઘનતા ($|\psi|^2$) પ્રતિ એકમકદમાં સંભાવ્યતા છે અને $|\psi|^2$ અને નાના કદ (જેને કદ તત્વ (element) કહે છે.) તેનો ગુણાકાર. તે કદમાં ઇલેક્ટ્રોન મળી આવવાની સંભાવ્યતા આપે છે. (નાના કદ તત્વનો નિર્દેશ કરવાનું કારણ એક વિસ્તાર (range)માંથી બીજા વિસ્તારમાં $|\psi|^2$ બદલાય છે. પરંતુ તેનું મૂલ્ય નાના કદ તત્વમાં અચળ ધારવામાં આવ્યું છે.) આપેલ કદમાં ઇલેક્ટ્રોન મળી આવવાની કુલ સંભાવ્યતા $|\psi|^2$ અને તેને અનુરૂપ કદ તત્વના ગુણાકારના સરવાળાથી ગણી શકાય છે. આમ, કક્ષકમાં ઇલેક્ટ્રોનની સંભાવ્યતા વહેંચણી મેળવવાનું શક્ય બને છે.

ઇલેક્ટ્રોન ભ્રમણ ક્વોન્ટમ આંક (m_s) તરીકે જાણીએ છીએ તેની દરખાસ્ત કરી. પૃથ્વી જેમ પોતાની ધરી પર સૂર્યની આજુબાજુ ભ્રમણ કરે છે તેવી રીતે ઇલેક્ટ્રોન પોતાની ધરી પર ભ્રમણ કરે છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો ઇલેક્ટ્રોનને ભાર અને દળ ઉપરાંત કોઈ આંતરિક ભ્રમણ કોણીય ક્વોન્ટમ આંક હોવો જોઈએ. ઇલેક્ટ્રોનનું ભ્રમણ ક્વોન્ટમ વેગમાન-સદિશ રાશિ છે તેને બે પસંદ કરેલી ધરીની સાપેક્ષમાં બે દિક્વિન્યાસ હોઈ શકે છે. આ બે દિક્વિન્યાસ જે ભ્રમણ ક્વોન્ટમ 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.

એકંદરે જોઈએ તો ચારેય ક્વોન્ટમ આંક નીચેની માહિતી પૂરી પાડે છે.

- n કોશને વ્યાખ્યાયિત 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 s -કક્ષક ($l = 0$) અને ત્રણ p -કક્ષકો ($l = 1$) અને પાંચ d -કક્ષકો ($l = 2$). કંઈક અંશે વધુ ઇલેક્ટ્રોન પરમાણુમાં કક્ષકની ઊર્જા નક્કી કરે છે.
- m_l કક્ષકનો દિક્વિન્યાસ દર્શાવે છે. દરેક આપેલ l ના મૂલ્ય માટે તેનું મૂલ્ય $2l + 1$ જેટલું હોય છે જે પ્રત્યેક પેટાકોશની કક્ષકોની સંખ્યા બરાબર હોય છે. આનો અર્થ એમ થાય છે કે કક્ષકોની સંખ્યા કેટલી રીતે દિક્વિન્યાસ પામે છે તે સંખ્યા છે.
- m_s ઇલેક્ટ્રોનના ભ્રમણના દિક્વિન્યાસનો સંદર્ભ આપે છે.

કોયડો 2.17

મુખ્ય ક્વોન્ટમ 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 ત્રણ $3p$ 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 સંકેતોનો ઉપયોગ કરીને નીચેના ક્વોન્ટમ આંક દર્શાવતી કક્ષકોનું વર્ણન કરો.

- $n = 2, l = 1$
- $n = 4, l = 0$
- $n = 5, l = 3$
- $n = 3, l = 2$

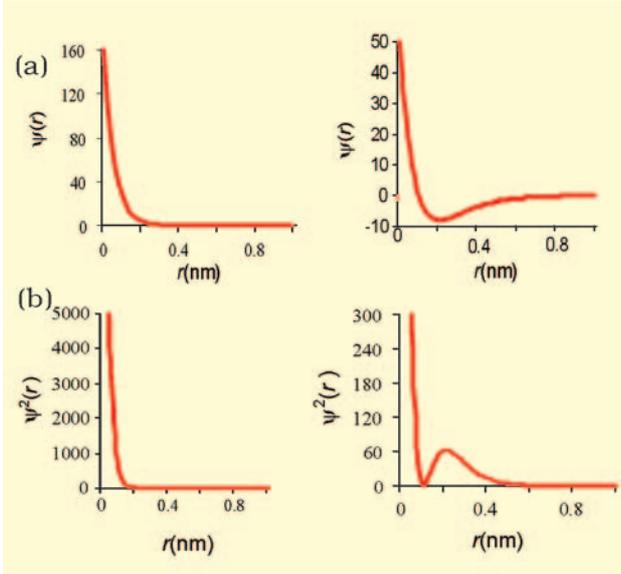
ઉકેલ :

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

2.6.2 પરમાણ્વીય કક્ષકોના આકાર (Shapes of Atomic Orbitals)

પરમાણુમાંના ઇલેક્ટ્રોન માટે કક્ષકીય તરંગ વિધેય અથવા Ψ નો કોઈ ભૌતિક અર્થ નથી. એ તો માત્ર ઇલેક્ટ્રોનના નિર્દેશાંકોનું સાદું ગાણિતિક વિધેય છે. જુદી જુદી કક્ષકો માટે તેમના અનુરૂપ તરંગવિધેયના r (કેન્દ્રથી અંતર)ના વિધેય તરીકેના મળતા આલેખ જુદા જુદા હોય છે. (આકૃતિ 2.12(a)) આવા આલેખ $1s$ ($n = 1, l = 0$) માટે અને $2s$ ($n = 2, l = 0$) કક્ષકો માટે મળે છે.

જર્મન ભૌતિકશાસ્ત્રી મેક્સ બોર્ન અનુસાર કોઈ બિંદુએ તરંગવિધેયનો વર્ગ એટલે કે Ψ^2 તે બિંદુએ ઇલેક્ટ્રોનની 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 વક્ર અલગ અલગ છે.

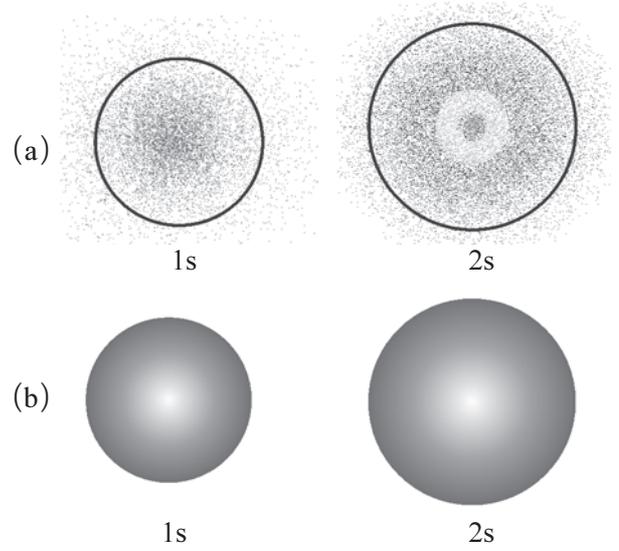


આકૃતિ 2.12 (a) કક્ષકીય તરંગ વિધેય $\Psi(r)$ નો આલેખ, (b) 1s અને 2s કક્ષકોના કેન્દ્રથી ઇલેક્ટ્રોનના અંતર (r) માટે સંભાવ્યતા ઘનતા $\Psi^2(r)$ નો વિચરણ આલેખ.

એ નોંધી શકાય છે કે 1s કક્ષક માટે સંભાવ્યતા ઘનતા કેન્દ્ર પર સૌથી વધુ છે અને તેનાથી જેમ દૂર જઈએ છીએ તેમ તીવ્રરૂપે 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 પહોંચ્યા 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 ક્વોન્ટમ આંક (n)ના વધવા સાથે વધે છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો, 2s કક્ષકના નોડની સંખ્યા એક, 3s માટે નોડની સંખ્યા બે અને તે પ્રમાણે હોય છે.

આ સંભાવ્યતા ઘનતા વિચરણ (variation) ચાર્જ ક્લાઉડ (ભાર વાદળ) આકૃતિઓ તરીકે (આકૃતિ 2.13(a)) કલ્પી શકાય. આકૃતિઓમાં બિંદુના વિસ્તારમાંની ઘનતા તે વિસ્તારમાં ઇલેક્ટ્રોન 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 કોન્ટુર (contour) સપાટી



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

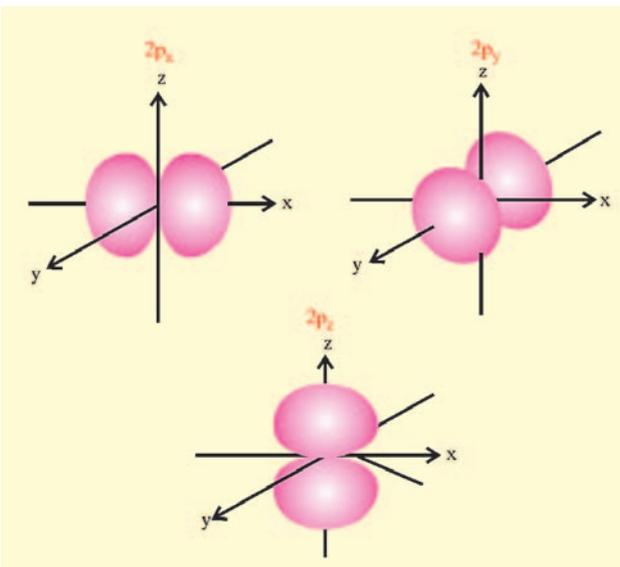
દોરવામાં આવે છે. જેના ઉપર સંભાવ્યતા ઘનતા $|\Psi|^2$ અચળ હોય છે.

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 ઇલેક્ટ્રોન 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 ઇલેક્ટ્રોન 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 ઇલેક્ટ્રોન મળવાની 100 % સંભાવ્યતા માટે દૃઢ કદની સીમા સપાટીની આકૃતિ દોરવી શક્ય નથી. s-કક્ષક માટે સીમા સપાટી આકૃતિ ખરેખર તો કેન્દ્ર પર કેન્દ્રિત ગોળાકાર હોય છે. દ્વિ-પરિમાણમાં આ ગોળાકાર વર્તુળ જેવું દેખાય છે. તે આશરે 90 % ઇલેક્ટ્રોન મળવાની સંભાવ્યતા ઘનતાના વિસ્તારનો સમાવેશ કરે છે.

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

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

$2p$ -કક્ષકો ($l = 1$) માટે સીમા સપાટી આકૃતિઓ આકૃતિ 2.14માં દર્શાવેલ છે. આ આકૃતિઓમાં કેન્દ્ર ઉદ્ગમસ્થાને હોય છે. અહીંયા s -કક્ષકોની જેમ 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 સરખા હોય છે. તેઓ માત્ર પિંડક કઈ રીતે દિક્વિન્યાસ 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 ત્રણ મૂલ્યો શક્ય છે એટલા માટે ત્રણ p -કક્ષકો જેમની અક્ષો મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક સાથે વધે છે અને તેથી જુદી જુદી p -કક્ષકોની ઊર્જા મુખ્ય



આકૃતિ 2.14 ત્રણ $2p$ -કક્ષકોની સીમા સપાટી આકૃતિઓ

ક્વોન્ટમ આંકના વધવા સાથે વધે છે. તેથી $4p > 3p > 2p$. વળી s -કક્ષકોની જેમ p -કક્ષકો માટે સંભાવ્યતા ઘનતા વિધેય પણ શૂન્યમાંથી પસાર થાય છે અને શૂન્ય ઉપરાંત અનંત અંતરે જેમ કેન્દ્રથી અંતર વધે છે તેમ નોડની 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) નોડ 1 થશે પણ $4p$ કક્ષક માટે 2 એમ આગળ ઉપર થશે.

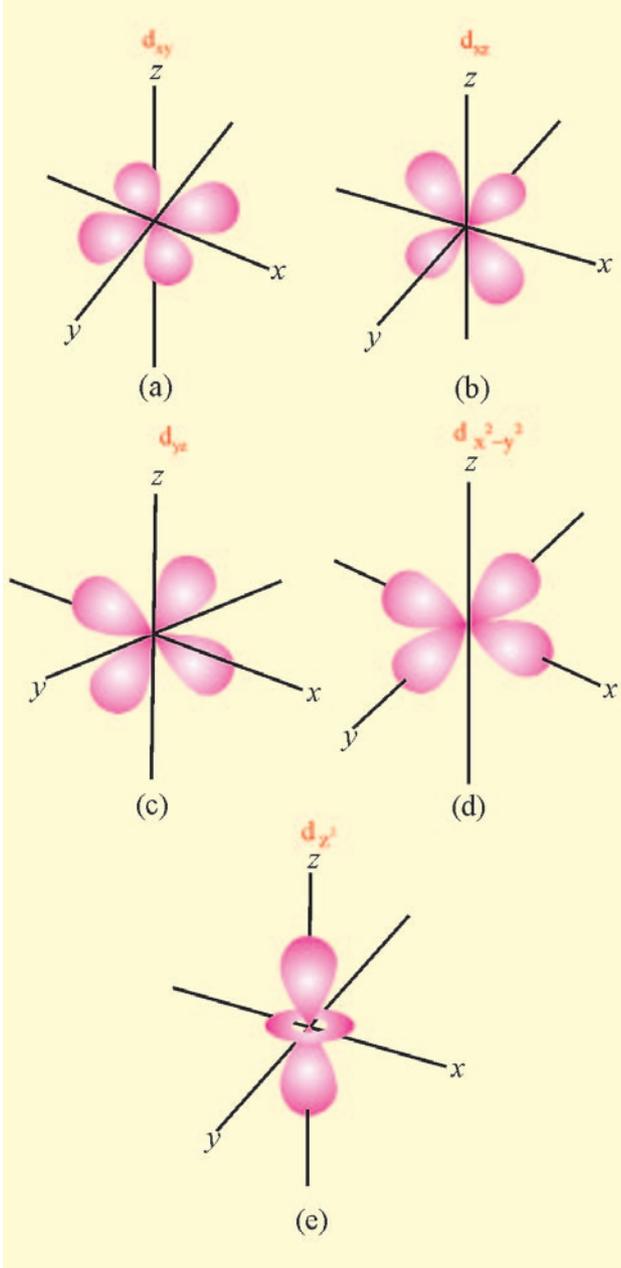
$l = 2$ માટેની કક્ષકો d -કક્ષકો તરીકે ઓળખાય છે અને તે ઓછામાં ઓછા મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક (n) = 3 હોય છે અને l નું મૂલ્ય ($n - 1$)થી વધારે હોઈ શકે નહિ. $l = 2$ માટે m_l ના પાંચ મૂલ્યો ($-2, -1, 0, +1, +2$) હોવાથી પાંચ d -કક્ષકો થશે. d -કક્ષકોની સીમા સપાટી આકૃતિઓ આકૃતિ 2.15માં દર્શાવેલ છે.

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

2.6.3 કક્ષકોની ઊર્જા (Energies of Orbitals)

હાઈડ્રોજન પરમાણુમાં ઇલેક્ટ્રોનની ઊર્જા માત્રને માત્ર મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંકથી નક્કી કરાય છે.

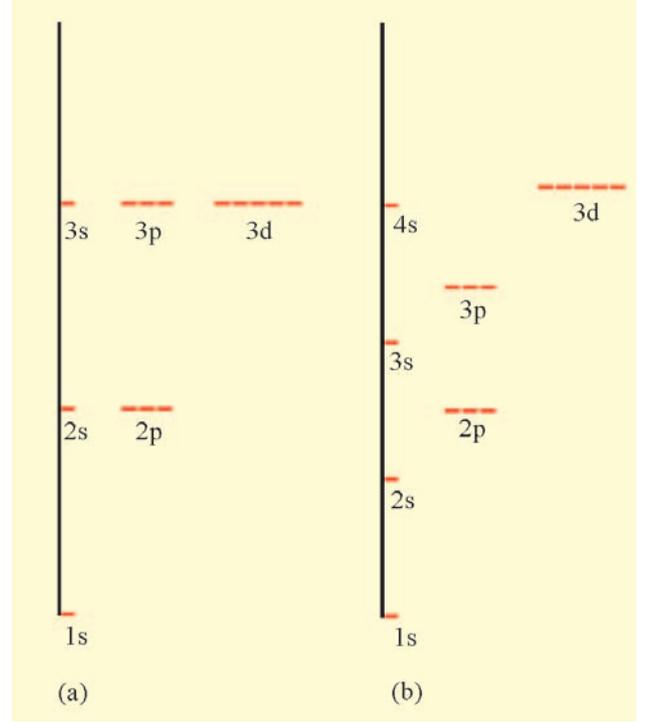


આકૃતિ 2.15 પાંચ 3d-કક્ષકોની સીમા સપાટી આકૃતિઓ

આથી કક્ષકોની ઊર્જા નીચે પ્રમાણે વધે છે :

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

અને તે આકૃતિ 2.16માં દર્શાવેલ છે. 2s અને 2p કક્ષકોના આકાર જુદા જુદા છે, પરંતુ જ્યારે તે 2s અને 2p કક્ષકમાં હોય ત્યારે ઊર્જા સરખી રહે છે. સરખી ઊર્જા ધરાવતી કક્ષકોને સમશક્તિક (degenerate) કક્ષકો કહે છે. આગળ દર્શાવ્યા પ્રમાણે હાઇડ્રોજન પરમાણુનો 1s ઇલેક્ટ્રોન સ્થાયી પરિસ્થિતિ સૂચવે છે અને તેને ધરા (ભૂમિ) અવસ્થા કહે છે. આ કક્ષકમાં રહેલો ઇલેક્ટ્રોન કેન્દ્ર વડે સૌથી વધુ પ્રબળતાથી



આકૃતિ 2.16 કેટલાક ઇલેક્ટ્રોનીય કોશ માટેની શક્તિ સ્તર આકૃતિઓ (a) હાઇડ્રોજન પરમાણુ (b) બહુઇલેક્ટ્રોન ધરાવતા પરમાણુ. એ નોંધવું જોઈએ કે હાઇડ્રોજન પરમાણુ માટે મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક સરખો હોય તેવી કક્ષકોની ગૌણ ક્વોન્ટમ આંક અલગ હોય તો પણ સરખી રહે છે. વધુ ઇલેક્ટ્રોન ધરાવતા પરમાણુઓનાં મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક સરખો હોય પણ અલગ ગૌણ ક્વોન્ટમ માટે ઊર્જા અલગ-અલગ હોય છે.

ગોઠવાયેલો હોય છે. 2s, 2p અથવા ઊંચી કક્ષકોમાં રહેલો હાઇડ્રોજન પરમાણુનો ઇલેક્ટ્રોન ઉત્તેજિત અવસ્થામાં હોય છે.

બહુઇલેક્ટ્રોન પરમાણુમાં ઇલેક્ટ્રોનની ઊર્જા હાઇડ્રોજન 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. પેટાકોશોની અલગ અલગ ઊર્જા હોવાનું કારણ બહુઇલેક્ટ્રોન પરમાણુના ઇલેક્ટ્રોન વચ્ચે અપાકર્ષણ હોય છે. માત્ર વિદ્યુતીય પારસ્પરિક ક્રિયા જે હાઇડ્રોજન પરમાણુમાં હાજર હોય છે તે ઋણભાર ધરાવતા ઇલેક્ટ્રોન અને ધનભાર ધરાવતા કેન્દ્ર વચ્ચે હોય છે.

બહુઇલેક્ટ્રોન ધરાવતા પરમાણુ કેન્દ્ર અને ઇલેક્ટ્રોન વચ્ચે આકર્ષણ ધરાવવા ઉપરાંત દરેક ઇલેક્ટ્રોન અને પરમાણુમાં હાજર રહેલા બીજા ઇલેક્ટ્રોન વચ્ચે અપાકર્ષણ હોય છે. બહુઇલેક્ટ્રોન ધરાવતા પરમાણુમાં કુલ આકર્ષણ બળો, કુલ અપાકર્ષણ બળો કરતાં વધારે હોય છે. સામાન્ય રીતે બાહ્ય કોશમાં ઇલેક્ટ્રોનની અપાકર્ષણ પારસ્પરિક ક્રિયા આંતરકોષમાંના ઇલેક્ટ્રોનની પારસ્પરિક ક્રિયા વધારે અગત્યની છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો કેન્દ્રનો ધનભાર (Z_e) જેમ વધે છે તેમ ઇલેક્ટ્રોનની આકર્ષણ પારસ્પરિક ક્રિયા વધે છે. આંતરિક કોશમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રોનને લીધે બાહ્ય કોશના ઇલેક્ટ્રોન કેન્દ્રના સંપૂર્ણ ભાર (Z_e)નો અનુભવ કરશે નહિ. કેન્દ્રના ધનભારને આંતરકોશ ઇલેક્ટ્રોનની અંશતઃ સ્ક્રીનિંગ(screening)(આવરણ)ને લીધે ઓછી અસર પાડે છે. આને બાહ્ય કોશના ઇલેક્ટ્રોન પર આંતરકોષના ઇલેક્ટ્રોન વડે થતું શીલ્ડિંગ (shielding)(પરિરક્ષણ) કહેવાય છે અને કુલ ધનભાર બાહ્ય ઇલેક્ટ્રોન વડે અનુભવાય તે અસરકારક કેન્દ્રીય ભાર (Z_{eff}) તરીકે ઓળખાય છે. બાહ્ય ઇલેક્ટ્રોનનું આંતર ઇલેક્ટ્રોનથી શીલ્ડિંગ હોવા છતાં પણ બાહ્ય ઇલેક્ટ્રોન વડે અનુભવાતું આકર્ષણ બળ કેન્દ્રીય ભારના વધારા સાથે વધે છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો કેન્દ્ર અને ઇલેક્ટ્રોન વચ્ચે પારસ્પરિક ક્રિયા (એટલે કે કક્ષક ઊર્જા) પરમાણ્વીય-ક્રમાંકના (Z) વધારા સાથે ઘટે છે. (વધુ ઋણ બને છે.)

બન્ને આકર્ષણ અને અપાકર્ષણ પારસ્પરિક કોશ અને કક્ષાના આકાર જેમાં ઇલેક્ટ્રોન રહેલો હોય છે તેના પર આધાર રાખે છે. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો ગોળાકાર કક્ષકોમાં રહેતો ઇલેક્ટ્રોન બાહ્ય ઇલેક્ટ્રોનને p -કક્ષકમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રોનની સરખામણીમાં કેન્દ્રથી વધુ શીલ્ડ (પરિરક્ષિત) કરે છે. એ જ પ્રમાણે p -કક્ષકમાં રહેલા બાહ્ય ઇલેક્ટ્રોન d -કક્ષકમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રોન કરતાં વધારે શીલ્ડ કરે છે. જોકે બધી જ કક્ષાઓ સમાન કોશમાં હોય છે. આ ઉપરાંત કોશમાં s -ઇલેક્ટ્રોનને ગોળાકારને લીધે s -કક્ષકના ઇલેક્ટ્રોન p -કક્ષકના ઇલેક્ટ્રોન કરતાં વધુ સમય કેન્દ્ર સાથે વીતાવે છે અને p -કક્ષકના ઇલેક્ટ્રોન d -કક્ષકના ઇલેક્ટ્રોન કરતાં વધુ સમય વીતાવે છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો કોશ (મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક) ઇલેક્ટ્રોન વડે અનુભવાયેલ Z_{eff} , ગૌણ ક્વોન્ટમ આંક (l)ના

વધારા સાથે ઘટે છે. s -કક્ષકના ઇલેક્ટ્રોન p -કક્ષકના ઇલેક્ટ્રોન કરતાં અને p -કક્ષકના ઇલેક્ટ્રોન d -કક્ષકના ઇલેક્ટ્રોન કરતાં વધારે મજબૂતાઈથી બંધાયેલા હશે. s -કક્ષકમાંના ઇલેક્ટ્રોનની ઊર્જા p -કક્ષકના ઇલેક્ટ્રોનની ઊર્જા કરતાં ઓછી હોય છે. p -કક્ષકના ઇલેક્ટ્રોનની ઊર્જા d -કક્ષકના ઇલેક્ટ્રોનની ઊર્જા કરતાં ઓછી (વધુ ઋણ) હશે. કેન્દ્રથી શીલ્ડિંગનો અંશ (extent) જુદી જુદી કક્ષકમાંના ઇલેક્ટ્રોન માટે જુદો જુદો હશે. આને પરિણામે સમાન કોશમાં (સમાન મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક) પણ ઊર્જાના વિપાટન (splitting) તરફ દોરી જશે. એટલે કે અગાઉ જણાવ્યા પ્રમાણે કક્ષકમાં ઇલેક્ટ્રોનની ઊર્જા n અને l ના મૂલ્યો પર આધાર રાખશે. કક્ષકોની ગણિતીય ઊર્જાનું 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 ઊર્જા છે. જો તે કક્ષકના $(n + l)$ મૂલ્યો સમાન હોય તો નીચું n નું મૂલ્ય ધરાવતી કક્ષકની ઊર્જા ઓછી હશે. કોષ્ટક 2.5 $(n + l)$ નિયમની સમજણ આપે છે. આકૃતિ 2.16 બહુઇલેક્ટ્રોન પરમાણુના ઊર્જા સ્તર દર્શાવે છે. એ નોંધી શકાય કે કોઈ પણ કોશની જુદી જુદી પેટાકોશો બહુઇલેક્ટ્રોન પરમાણુની બાબતમાં જુદી જુદી ઊર્જા ધરાવે છે. હાઈડ્રોજન પરમાણુમાં તેમને સમાન ઊર્જા હોય છે. અંતમાં એવું નિર્દેશ કરી શકીએ કે કોઈ સમાન પેટાકોશમાં કક્ષકોની ઊર્જા પરમાણ્વીય ક્રમાંક (Z_{eff})ના વધારા સાથે ઘટે છે. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો હાઈડ્રોજન પરમાણુની $2s$ -કક્ષકની ઊર્જા લિથિયમની $2s$ કક્ષકની ઊર્જા કરતાં વધારે છે અને લિથિયમની ઊર્જા સોડિયમની ઊર્જા કરતાં વધારે હોય છે.

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

2.6.4 પરમાણુમાં કક્ષકોની ગોઠવણી (Filling of Orbitals in Atom)

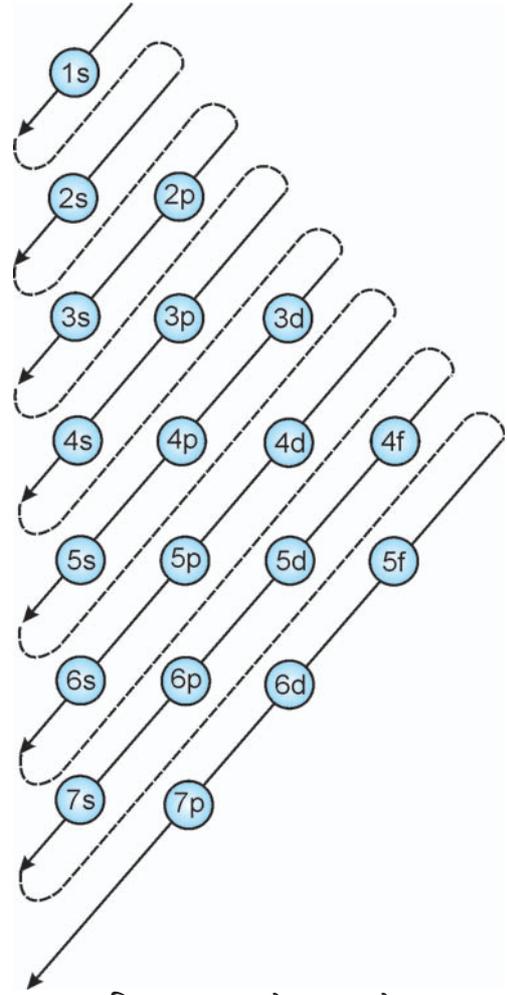
જુદા જુદા પરમાણુઓની કક્ષકોમાં ઇલેક્ટ્રોનની ગોઠવણી આઉફબાઉના સિદ્ધાંત જે પૌલી (Pauli)નો નિષેધનો નિયમ, હુન્ડ (Hund)નો મહત્તમ ગુણકનો નિયમ અને કક્ષકોની ઊર્જા પર આધારિત છે તે પ્રમાણે ભરાય છે.

આઉફબાઉ સિદ્ધાંત :

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

કોષ્ટક 2.5 ($n + l$) નિયમના આધારે વધતી ઊર્જા સાથેના કક્ષકોની ગોઠવણ

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 ઊર્જા હોય છે.
3s	3	0	3 + 0 = 3	3s($n=3$)
3p	3	1	3 + 1 = 4	3p($n=3$)ને નીચેના કરતાં ઓછી ઊર્જા હોય છે.
4s	4	0	4 + 0 = 4	4s($n=4$)
3d	3	2	3 + 2 = 5	3d($n=3$)ને નીચેના કરતાં ઓછી ઊર્જા હોય છે.
4p	4	1	4 + 1 = 5	4p($n=4$)



આકૃતિ 2.17 કક્ષકો ભરાવાનો ક્રમ

પૌલીનો નિષેધ(બાકાતી)નો નિયમ :

કક્ષકોનું ઇલેક્ટ્રોન વડે ભરાવું. સિદ્ધાંત નિવેદિત કરે છે કે ધરા સ્થિતિમાં કક્ષકો તેમના વધતી ઊર્જાના ક્રમમાં ભરાય છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો ઇલેક્ટ્રોન પ્રથમ સૌથી ઓછી ઊર્જાવાળી કક્ષકમાં ગોઠવાય છે અને તે પૂર્ણ ભરાઈ જાય પછી ઇલેક્ટ્રોન ઊંચી ઊર્જાવાળી કક્ષકમાં ભરાય છે.

કક્ષકો જે ક્રમમાં વધે છે એટલે કે કક્ષકો કયા ક્રમમાં ભરાય છે તે નીચે પ્રમાણે છે :

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 4f, 5d, 6p, 7s...

આ ક્રમને આકૃતિ 2.17માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે યાદ રાખી શકાય. ઉપરથી શરૂ કરતાં દર્શાવેલા તીરની દિશા કક્ષકોના ભરાવાનો ક્રમ દર્શાવે છે એટલે કે જમણી બાજુ ઉપરથી શરૂ થઈ ડાબી બાજુ તળિયા તરફ જાય છે.

જુદી જુદી કક્ષકોમાં ભરાતા ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા નિષેધના નિયમથી પ્રતિબંધિત થાય છે. આ નિયમ ઔસ્ટ્રિયન વૈજ્ઞાનિક વુલ્ફગંગ પૌલીએ (1926) રજૂ કરેલો. આ નિયમ પ્રમાણે પરમાણુમાં કોઈ પણ બે ઇલેક્ટ્રોનના ચારેય ક્વોન્ટમ આંકનો સેટ એકસરખો હોઈ શકે નહિ. પૌલીનો નિષેધનો નિયમ બીજી રીતે દર્શાવીએ તો એક જ કક્ષકમાં માત્ર બે જ ઇલેક્ટ્રોન સમાઈ શકે અને આ ઇલેક્ટ્રોનના ભ્રમણ એકબીજાથી વિરુદ્ધ દિશામાં હોવા જોઈએ. આનો અર્થ એમ થાય છે કે બે ઇલેક્ટ્રોનના ત્રણ ક્વોન્ટમ આંક n , l અને m_l સરખા હોઈ શકે, પરંતુ તેમના ભ્રમણ ક્વોન્ટમ આંક એકબીજાથી વિરુદ્ધ હોવા જોઈએ. કક્ષકમાં ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યાનો પૌલીનો સિદ્ધાંત આપણને પેટાકોશમાં રહી શકે તેટલા ઇલેક્ટ્રોનની ધારિતા(capacity)ની ગણતરીમાં મદદ કરે છે. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો, 1s-કક્ષક જે એક જ કક્ષકની બનેલી છે, તેથી 1s પેટાકોશમાં વધુમાં વધુ રહી શકતા ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા બે થશે. p અને d પેટાકોશોમાં

ઇલેક્ટ્રોનની મહત્તમ સંખ્યા અનુક્રમે છ અને દસ તથા તે પ્રમાણે આગળ ઉપર થશે. આનો સમન્વય કરીએ તો મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક n ધરાવતા કોશમાં રહી શકે તે ઇલેક્ટ્રોનની મહત્તમ સંખ્યા $2n^2$ બરાબર થશે.

હુન્ડનો મહત્તમ ગુણકતા(ભ્રમણ)નો નિયમ :

આ નિયમ સમાન પેટાકોશમાં (એટલે કે કક્ષકો જેમની ઊર્જા સરખી હોય છે અને તેમને સમશક્તિક (degenerate) કક્ષકો કહે છે) ભરાતા ઇલેક્ટ્રોન સાથે સંકળાયેલ છે. તેને નિવેદિત કરી શકાય કે – સમાન પેટાકોશ (p, d અથવા f)ની કક્ષકોમાં ઇલેક્ટ્રોનનું યુગ્મન જ્યાં સુધી દરેક પેટાકોશમાં એક એક ઇલેક્ટ્રોન ગોઠવાતા નથી, (એકાકી રીતે ભરાયેલ હોય) ત્યાં સુધી થતું નથી.

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

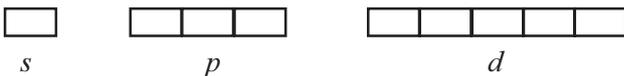
2.6.5 પરમાણુઓની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના (Electronic Configuration of Atoms)

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

જુદા જુદા પરમાણુની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના બે રીતે લખી શકાય :

(i) $s^a p^b d^c \dots$ સંકેતો

(ii) કક્ષકીય ચિતાર



પ્રથમ સંકેતમાં પેટાકોશને એવી રીતે દર્શાવાય છે કે સંબંધિત અક્ષર સંજ્ઞા લખવામાં આવે છે અને હાજર ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યાને મૂર્ધક (superscript) તરીકે a, b, c, \dots વગેરેની જેમ દર્શાવાય છે. જુદી જુદી કોશની પેટાકોશોને તેમના મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક તેમના પેટાકોશ પહેલા લખવામાં આવે છે. બીજા સંકેતમાં દરેક પેટાકોશને બોક્સ (પેટી) તરીકે દર્શાવાય છે

અને ઇલેક્ટ્રોનને 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.

હાઈડ્રોજન પરમાણુને એક જ ઇલેક્ટ્રોન હોય છે. જે સૌથી ઓછી ઊર્જાવાળી $1s$ કક્ષકમાં જાય છે. ઇલેક્ટ્રોનીય રચના $1s^1$ છે. જેનો અર્થ થાય છે કે એક ઇલેક્ટ્રોન $1s$ કક્ષકમાં છે. હિલિયમ (He)માંનો બીજો ઇલેક્ટ્રોન $1s$ કક્ષકમાં જ જશે અને તેની રચના $1s^2$ થશે. ઉપર દર્શાવ્યા પ્રમાણે બન્ને ઇલેક્ટ્રોન એકબીજાથી વિરુદ્ધ ભ્રમણ ધરાવતા અલગ અલગ છે જેને કક્ષકીય ચિતારમાંથી જોઈ શકાય છે.



લિથિયમ (Li)ના ત્રીજા ઇલેક્ટ્રોનને $1s$ કક્ષકમાં દાખલ થવાની છૂટ નથી, કારણ કે પૌલીનો નિયમ લાગુ પડે છે એટલે બીજી પ્રાપ્ત પસંદગીને સ્વીકારે છે જે $2s$ કક્ષક છે જેથી લિથિયમની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના $1s^2 2s^1$ થશે. $2s$ કક્ષક એક કરતાં વધારે ઇલેક્ટ્રોન સમાવી શકે. બેરિલિયમ (Be) પરમાણુની રચના $1s^2 2s^2$ થશે. (જુઓ કોષ્ટક 2.6 તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના).

પછીના છ તત્ત્વોમાં બોરોન ($B, 1s^2 2s^2 2p^1$), કાર્બન ($C, 1s^2 2s^2 2p^2$), નાઈટ્રોજન ($N, 1s^2 2s^2 2p^3$), 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 ઇલેક્ટ્રોનીય રચના નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

Li	$\uparrow\downarrow$	\uparrow			
Be	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$			
B	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow		
C	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	
N	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow
O	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow
F	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow
Ne	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$
	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 વિધિયમથી નિયોન સુધીના તત્ત્વો પ્રમાણોની 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 રજૂ કરીને સોડિયમથી આર્ગોન સુધીના તત્ત્વોની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના [Na, [Ne] $3s^1$] થી [Ar, [Ne] $3s^2 3p^6$] 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 Na થી Ar સુધીના ઈલેક્ટ્રોન સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોન કહેવાય છે. પોટેશિયમ (K) અને કેલ્શિયમ (Ca) માં, $4s$ કક્ષક $3d$ કક્ષક કરતાં ઊર્જામાં નીચી હોવાથી તે અનુક્રમે એક અને બે ઈલેક્ટ્રોન ધરાવે છે.

Sc થી 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), ક્રોમિયમ (Cr), મેંગેનીઝ (Mn), આર્ન (Fe), કોબાલ્ટ (Co), નિકલ (Ni), કૉપર (Cu) અને ઝિંક (Zn) માં $3d$ -કક્ષકો પ્રગતિપૂર્વક (progressing) ભરાય છે. આપણે એ હકીકતથી ગૂંચવાઈશું કે ક્રોમિયમ અને કૉપરને અનુક્રમે 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, $p^3, p^6, d^5, d^{10}, f^7, f^{14}$ જે અર્ધપૂર્ણ ભરાયેલી અથવા પૂર્ણ ભરાયેલી હોવાથી વધુ સ્થાયી છે. ક્રોમિયમ અને કૉપર d^5 અને d^{10} 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 રૂબિડિયમ (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 ચર્ચા કરી. પછી $6s$ કક્ષકનો વારો આવે છે. સીઝિયમ (Cs) અને

બેરિયમ (Ba) માં એક અને બે ઈલેક્ટ્રોન અનુક્રમે 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 કૃત્રિમ રીતે ઉત્પન્ન કરવામાં આવે છે. જાણીતા તત્ત્વોની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના સ્પેક્ટ્રોસ્કોપિક પદ્ધતિથી નક્કી કરાય છે. ઈલેક્ટ્રોનીય રચના કોષ્ટક 2.6માં દર્શાવેલ છે.

કોઈ પૂછી શકે છે કે ઈલેક્ટ્રોનીય રચનાનો ઉપયોગ શું છે ? રસાયણવિજ્ઞાનનો આધુનિક અભિગમ ખરેખર અને સંપૂર્ણપણે ઈલેક્ટ્રોનીય રચના પર છે અને રાસાયણિક વર્તણૂકને સમજાવે છે. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો પ્રશ્નો જેવાં કે બે અથવા બેથી વધારે પરમાણુઓ સંયોજન અણુ બનાવે છે ? કેટલાક તત્ત્વો શા માટે ધાતુ છે ? કેટલાક તત્ત્વો અધાતુ છે ? હિલિયમ અને આર્ગોન જેવા તત્ત્વો નિષ્ક્રિય છે, પરંતુ હેલોજન તત્ત્વો સક્રિય છે ? આના જવાબો ઈલેક્ટ્રોનીય રચના પરથી મળે છે. આ પ્રશ્નોનો કોઈ ઉત્તર ડાલ્ટનના નમૂનામાં નથી. આધુનિક રસાયણવિજ્ઞાનની જુદી જુદી બાબતોમાં ડોકિયું કરવા અને ઊંડી 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 હંમેશાં 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 ઘણો ઓછો તફાવત ધરાવે છે. તેથી ઈલેક્ટ્રોન નીચી ઊર્જા ($4s$) પેટાકોશમાંથી ઊંચી ઊર્જા ($3d$) પેટાકોશમાં ખસે છે (shifts). આને પરિણામે પેટાકોશો કાં તો અર્ધપૂર્ણ અથવા પૂર્ણ રીતે ભરાય છે. Cr અને Cu ના સંયોજકતા ઈલેક્ટ્રોનની રચના અનુક્રમે $3d^5 4s^1$ અને $3d^{10} 4s^1$ છે. નહિ કે $3d^4 4s^2$ અને $3d^9 4s^2$. એ જણાયું છે કે આ ઈલેક્ટ્રોનીય રચના સાથે વધુ સ્થાયીતા સંકળાયેલી છે.

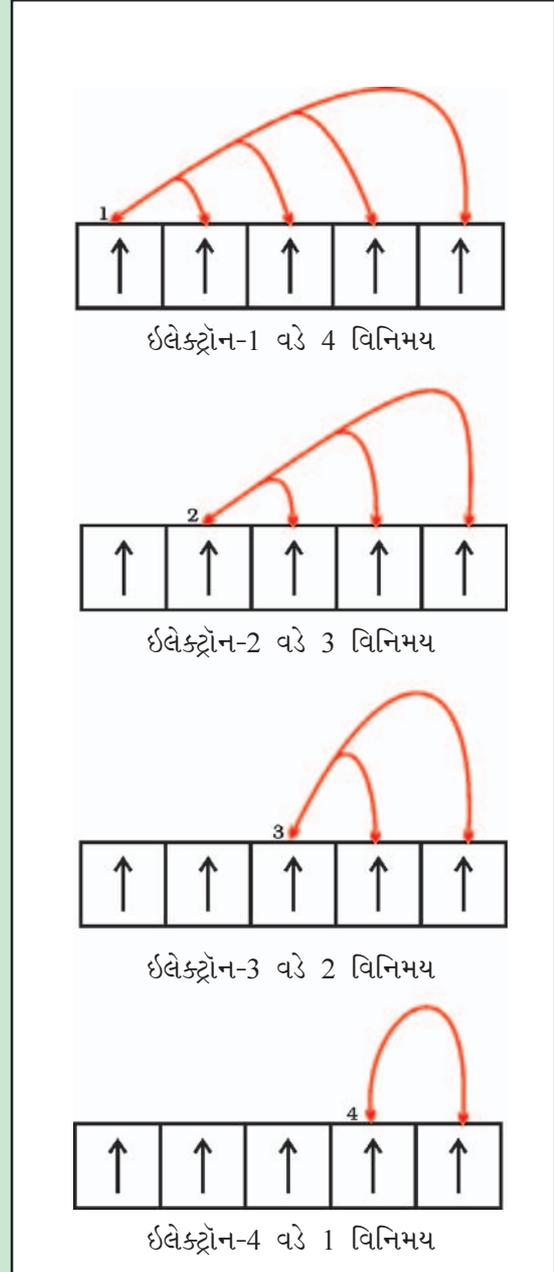
પૂર્ણ ભરાયેલ અને અર્ધપૂર્ણ ભરાયેલ પેટાકોશોની સ્થાયીતા માટેના કારણો

પૂર્ણ ભરાયેલી અને અર્ધપૂર્ણ ભરાયેલી પેટાકોશની સ્થાયી રચના નીચેના કારણોને લીધે હોય છે :

1. ઈલેક્ટ્રોનની સમમિતિય વહેંચણી : એ જાણીતું છે કે સમમિતિ સ્થાયીતા તરફ દોરે છે. પૂર્ણ ભરાયેલી કે અર્ધપૂર્ણ ભરાયેલી પેટાકોશોને ઈલેક્ટ્રોનની સમમિત વહેંચણી તેમનામાં હોય છે. આથી તેઓ વધારે સ્થાયી હોય છે. સમાન પેટાકોશ (અહીંયા 3d)માં ઈલેક્ટ્રોનને સમાન ઊર્જા હોય છે, પરંતુ તેમની સ્થાનિય (spatial) વહેંચણી અલગ હોય છે. પરિણામે તેમનું એકબીજાનું શીલ્ડિંગ પ્રમાણમાં ઓછું હોય છે અને ઈલેક્ટ્રોન કેન્દ્ર દ્વારા વધુ મજબૂત રીતે આકર્ષાયેલ 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 મુક્ત 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 હુન્ડના નિયમના પાયામાં છે. ઈલેક્ટ્રોન જ્યારે કક્ષામાં દાખલ થાય છે ત્યારે સમાન ઊર્જા શક્ય હોય ત્યાં સુધી સમાંતર ભ્રમણ હોય છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો અર્ધપૂર્ણ અને પૂર્ણ ભરાયેલી પેટાકોશની વિશેષ ઊર્જા (i) સાપેક્ષમાં ઓછું શીલ્ડિંગ 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 રચના માટે શક્ય વિનિમય

કોષ્ટક 2.6 તત્વોની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના

તત્વ 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	2											
Sc	21	2	2	6	2	6	1	2										
Ti	22	2	2	6	2	6	2	2										
V	23	2	2	6	2	6	3	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 તત્વો

તત્વ 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	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	2
Th 90	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6	2	2
Pa 91	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	2	6	1	2
U 92	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	3	2	6	1	2
Np 93	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	4	2	6	1	2
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	2
Bk 97	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	8	2	6	1	2
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	2
Rf 104	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	10	2	6	2	2
Db 105	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	11	2	6	3	2
Sg 106	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	12	2	6	4	2
Bh 107	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	13	2	6	5	2
Hs 108	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	6	2
Mt 109	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	7	2
Ds 110	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	8	2
Rg** 111	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	10	1

** પરમાણ્વીય-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 રાસાયણિક રીતે પ્રક્રિયા કરે છે. પ્રથમ પરમાણ્વીય વાદ 1808માં જહોન ડાલ્ટને રજૂ કરેલો અને તેમણે દ્રવ્યના અંતિમ અને અદૃશ્ય કણો તરીકે સ્વીકાર્યા. ઓગણીસમી સદીના અંત તરફ જતાં પ્રાયોગિક રીતે એ સાબિત થયું હતું કે પરમાણુ વિભાજ્ય છે અને તે ત્રણ મૂળભૂત કણો - **ઇલેક્ટ્રોન, પ્રોટોન** અને **ન્યુટ્રોન** ધરાવે છે. અવપરમાણ્વીય (subatomic) કણોની શોધને લીધે પરમાણુની રચના સમજાવવા માટે જુદા જુદા પરમાણુ નમૂનાઓની દરખાસ્ત કરવામાં આવી.

1898માં થોમસને દરખાસ્ત કરી કે પરમાણુ એક્સરખો ગોળો છે, જેમાં ઘન વિદ્યુતમય કણો ઇલેક્ટ્રોન સાથે પથરાયેલા છે. આ નમૂનો જેમાં પરમાણુના દળને પરમાણુમાં બધે જ પથરાયેલ છે તેવું ગણતરીમાં લેવામાં આવેલું. જે રૂથરફોર્ડના પ્રખ્યાત α -કણોના પ્રકીર્ણનના 1909ના પ્રયોગથી ખોટું સાબિત કરવામાં આવેલું. રૂથરફોર્ડ તારણ કાઢ્યું કે પરમાણુ ખૂબ નાનું ઘનભારવાળું કેન્દ્ર ધરાવે છે, જેની આસપાસ ઇલેક્ટ્રોન **વર્તુળાકાર કક્ષામાં** ફરે છે. જેમ સૂર્યની આસપાસ ગ્રહો ફરે છે તેમ. **રૂથરફોર્ડનો આ નમૂનો થોમસનના નમૂના** કરતાં વધારે સુધારાપૂર્વક જરૂર હતો પણ તે પરમાણુની સ્થાયીતાને સમજાવી શક્યો ન હતો. એટલે કે ઇલેક્ટ્રોન શા માટે કેન્દ્રમાં પડી જતાં નથી. વળી, આ નમૂનો પરમાણુના બંધારણ વિશે કંઈ કહી શકતો ન હતો (મૂક હતો) એટલે કે કેન્દ્રની આસપાસ ફરતા ઇલેક્ટ્રોનની વહેંચણી અને સાપેક્ષ ઊર્જા વિશે અધૂરો હતો. રૂથરફોર્ડ નમૂનાની મુશ્કેલીઓ 1913માં નીલ્સ બોહ્રે હાઇડ્રોજન પરમાણુના તેમણે આપેલા નમૂના દ્વારા હલ કરી શકાઈ. બોહ્રે પ્રતિપાદિત કર્યું કે ઇલેક્ટ્રોન કેન્દ્રની આસપાસ વર્તુળાકાર રીતે ગતિ કરે છે. માત્ર અમુક જ કક્ષાઓ અસ્તિત્વ ધરાવી શકે છે અને દરેક કક્ષા વિશિષ્ટ ઊર્જાને અનુસરતી હોય છે. બોહ્રે જુદી જુદી કક્ષામાંના ઇલેક્ટ્રોનની ઊર્જા ગણી શક્યા અને દરેક કક્ષા માટે કેન્દ્ર અને ઇલેક્ટ્રોન વચ્ચેનું અંતર પણ ગણી શક્યા. **બોહ્ર નમૂનો** હાઇડ્રોજન પરમાણુ માટે સંતોષકારક નમૂનો હતો પણ બહુઇલેક્ટ્રોન પરમાણુના વર્ણપટ સમજાવી શક્યો નહિ. આનું કારણ ઝડપથી શોધી કાઢવામાં આવેલું. બોહ્રના નમૂનામાં ઇલેક્ટ્રોનને ભારિત કણોને કેન્દ્રની આસપાસ સારી રીતે વ્યાખ્યાયિત કરેલી કક્ષાઓના ફરતા ગણવામાં આવેલા. બોહ્રના સિદ્ધાંતમાં તરંગ પ્રકૃતિને ધ્યાનમાં લેવામાં આવી ન હતી. કક્ષા એક વ્યાખ્યાયિત પથ છે અને આ પથ પણ સંપૂર્ણપણે ઇલેક્ટ્રોનના ચોક્કસ સ્થાન અને ચોક્કસ વેગ જાણીતા છે તેમ રજૂ કરાયું. હાઇડ્રોજનબર્ગ અનિશ્ચિતતા સિદ્ધાંતને આધારે આ શક્ય ન હતું. આમ હાઇડ્રોજન માટેનો બોહ્રનો નમૂનો ઇલેક્ટ્રોનની દ્વિત વર્તણૂકને ધ્યાનમાં નથી લેતો એટલું જ નહિ પણ **હાઇડ્રોજનબર્ગના અનિશ્ચિતતા સિદ્ધાંતનો** પણ વિરોધી (contrast) છે.

1926માં ઈરવીન શ્રોડિંજરે એક સમીકરણ રજૂ કર્યું જેને શ્રોડિંજર સમીકરણ કહેવામાં આવે છે. તે અવકાશમાં ઇલેક્ટ્રોનની વહેંચણી અને પરમાણુમાં માન્ય ઊર્જાસ્તરને સમજાવે છે. આ સમીકરણ દ્-બ્રોગલીના તરંગ-કણ દ્વિત વર્તણૂકના ખ્યાલનો સમાવેશ કરે છે. જે હાઇડ્રોજનબર્ગના અનિશ્ચિતતા સિદ્ધાંત સાથે સુસંગત છે. હાઇડ્રોજન પરમાણુમાંના ઇલેક્ટ્રોન માટે શ્રોડિંજર સમીકરણનો ઉકેલ મેળવવામાં આવ્યો. આ ઉકેલથી ઇલેક્ટ્રોન શક્ય ઊર્જા અવસ્થા અને તેને અનુરૂપ તરંગ વિધેય (Ψ)ની જાણકારી પ્રાપ્ત થઈ. (જે ખરેખર તો દરેક ઊર્જા સ્તર સાથે સંકળાયેલા ઇલેક્ટ્રોન માટે ગાણિતીય વિધેય છે.) આ ક્વોન્ટીકૃત ઊર્જા સ્તરો અને તેમને અનુરૂપ તરંગ વિધેયો ત્રણ ક્વોન્ટમ આંક (**મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક (n), ગૌણ ક્વોન્ટમ આંક (l), ચુંબકીય ક્વોન્ટમ આંક (m_l)**) છે અને તે શ્રોડિંજર સમીકરણના ઉકેલથી નડતરો(restrictions)નો ઉકેલ સહજ રીતે જ મળે છે. હાઇડ્રોજનનો ક્વોન્ટમ યાંત્રિકીય નમૂનો સફળતાપૂર્વક હાઇડ્રોજન પરમાણુ વર્ણપટની બધી જ બાબતોનું પ્રતિપાદન કરે છે. બોહ્રના નમૂનામાં સમજાવી નહિ શકાયેલ બાબતોની પણ સમજૂતી આપે છે.

ક્વોન્ટમ યાંત્રિકીય નમૂના પ્રમાણે પરમાણુના ઇલેક્ટ્રોનની વહેંચણી **કોશોમાં** વિભાજિત કરી શકાય છે. આ કોશો પણ **પેટાકોશો** ધરાવે છે તેમ ધારવામાં આવ્યું. જે ઇલેક્ટ્રોનથી ભરાય છે. હાઇડ્રોજન અને હાઇડ્રોજન જેવી પ્રણાલી (He^+ , Li^{2+} વગેરે)માં આવેલ કોશમાંની બધી જ પેટાકોશો સરખી ઊર્જા ધરાવે છે.

બહુઇલેક્ટ્રોન ધરાવતા પરમાણુમાંની કક્ષકોની ઊર્જા n અને l ના મૂલ્યો પર આધાર રાખે છે. કોઈ કક્ષા માટે $(n + l)$ નું મૂલ્ય ઓછું તેટલી ઊર્જા ઓછી. પરમાણુમાં આવી ઘણી કક્ષકો શક્ય છે અને ઇલેક્ટ્રોન ઊર્જાના વધતા ક્રમમાં કક્ષકમાં પૌલીના નિષેધ સિદ્ધાંત (પરમાણુના કોઈ પણ બે ઇલેક્ટ્રોનના ચારેય ક્વોન્ટમ આંકનો સેટ સરખો ન હોય) અને હુન્ડનો મહત્તમ ભ્રમણ ગુણકતાનો નિયમ (કોઈ પેટાકોશમાં ઇલેક્ટ્રોનનું યુગ્મન જ્યાં સુધી બધી જ કક્ષકોમાં એક-એક ઇલેક્ટ્રોન ભરાય નહિ ત્યાં સુધી થતું નથી) મુજબ ભરાય છે. પરમાણુની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના આ સિદ્ધાંતો પર આધાર રાખે છે.

સ્વાધ્યાય

- 2.1 (i) ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ગણો કે જેને ભેગા કરવાથી એક ગ્રામ વજન થાય.
(ii) એક મોલ ઇલેક્ટ્રોનનો ભાર અને દળ ગણો.
- 2.2 (i) મિથેનના એક મોલમાં રહેલા કુલ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ગણો.
(ii) ^{14}C ના 7 mg માં (a) કુલ ન્યુટ્રોનની સંખ્યા અને (b) કુલ ન્યુટ્રોનનું દળ ગણો. (ન્યુટ્રોનનું દળ 1.675×10^{-27} kg ધારી લો.)
(iii) STP એ 34 mg NH_3 માં (a) કુલ પ્રોટોનની સંખ્યા અને (b) કુલ પ્રોટોનનું દળ ગણો.
જો દબાણ અને તાપમાન બદલવામાં આવે તો ઉત્તર બદલાશે ?
- 2.3 નીચેના કેન્દ્રોમાં કેટલા ન્યુટ્રોન અને પ્રોટોન રહેલા છે ?
 $^{13}_6\text{C}$, $^{16}_8\text{O}$, $^{24}_{12}\text{Mg}$, $^{56}_{26}\text{Fe}$, $^{88}_{38}\text{Sr}$
- 2.4 આપેલ પરમાણ્વીય ક્રમાંક (Z) અને પરમાણ્વીય 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 સોડિયમ લેમ્પમાંથી ઉત્સર્જિત થતો પીળો પ્રકાશ 580 nm તરંગલંબાઈ (λ) ધરાવે છે તો પીળા પ્રકાશની (a) આવૃત્તિ (ν) અને (b) તરંગસંખ્યા ($\bar{\nu}$) કેટલી હશે ?
- 2.6 દરેક ફોટોનની ઊર્જા ગણો જે –
(i) 3×10^{15} Hz આવૃત્તિને અનુરૂપ પ્રકાશ આપે છે. (ii) તરંગલંબાઈ 0.50 \AA ધરાવે છે.
- 2.7 તરંગ જેનો આવર્ત સમય 2.0×10^{-10} 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 4×10^{-7} 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 સોડિયમ પરમાણુનું આયનીકરણ કરવા માટે પૂરતું છે. સોડિયમની આયનીકરણ ઊર્જા kJ mol^{-1} માં ગણો.
- 2.11 25 વોટનો એક બલ્બ એકવર્ણી (monochromatic) પીળો પ્રકાશ ઉત્સર્જિત કરે છે. જેની તરંગલંબાઈ 0.57 μm છે. પ્રત્યેક સેકન્ડે ઉત્સર્જિત થતા ક્વોન્ટમનો દર ગણો.
- 2.12 એક ધાતુ સપાટીને 6800 \AA ની તરંગલંબાઈવાળા વિકિરણ સામે ખુલ્લી મૂકવામાં આવે છે ત્યારે શૂન્ય વેગથી ઇલેક્ટ્રોન ઉત્સર્જિત થાય છે. ધાતુની દેહલી આવૃત્તિ (ν_0) અને કાર્યવિધેય (W_0) ગણો.
- 2.13 હાઈડ્રોજન પરમાણુનો ઇલેક્ટ્રોન જ્યારે ઊર્જાસ્તર $n = 4$ માંથી ઊર્જાસ્તર $n = 2$ માં સંક્રમણ (transition) કરે છે ત્યારે ઉત્સર્જિત થતા પ્રકાશની તરંગલંબાઈ કેટલી હશે ?

- 2.14 જો ઇલેક્ટ્રોન $n = 5$ ધરાવતો હોય તો H પરમાણુનું આયનીકરણ કરવા કેટલી ઊર્જા જોઈશે ? તમારા ઉત્તરની તુલના H-પરમાણુની આયનીકરણ એન્ટાલ્પી ($n = 1$ કક્ષામાંથી ઇલેક્ટ્રોનને દૂર કરવા માટે જરૂરી ઊર્જા) સાથે કરો.
- 2.15 $n = 6$ માંથી ધરાવતા અવસ્થામાં ઇલેક્ટ્રોન દાખલ થાય ત્યારે ઉત્સર્જિત રેખાઓની મહત્તમ સંખ્યા કેટલી હશે ?
- 2.16 (i) હાઈડ્રોજન પરમાણુની પ્રથમ કક્ષા સાથે સંકળાયેલ ઊર્જા $-2.18 \times 10^{-18} \text{ J atom}^{-1}$ છે. પાંચમી કક્ષા સાથે સંકળાયેલી ઊર્જા કેટલી હશે ?
(ii) હાઈડ્રોજન પરમાણુ માટે બોહ્રની પાંચમી કક્ષાની ત્રિજ્યા ગણો.
- 2.17 પરમાણ્વીય હાઈડ્રોજનની બામર શ્રેણીમાંની સૌથી લાંબા સંક્રમણ માટેની તરંગ સંખ્યા ગણો.
- 2.18 હાઈડ્રોજન પરમાણુની બોહ્ર કક્ષા એકમાંથી બોહ્ર કક્ષા પાંચમા ઇલેક્ટ્રોન મોકલવા માટે કેટલા જૂલ ઊર્જાની જરૂર પડશે અને ધરાવતા અવસ્થામાં ઇલેક્ટ્રોન પાછો આવે ત્યારે ઉત્સર્જિત થનારા પ્રકાશની તરંગલંબાઈ કેટલી હશે ? ધરાવતા અવસ્થામાં ઇલેક્ટ્રોન ઊર્જા -2.18×10^{-11} અર્ગ છે.
- 2.19 હાઈડ્રોજન પરમાણુની ઇલેક્ટ્રોન ઊર્જા $E_n = (-2.18 \times 10^{-18})/n^2 \text{ J}$ તરીકે દર્શાવી શકાય છે. $n = 2$ કક્ષામાંથી ઇલેક્ટ્રોનને સંપૂર્ણપણે દૂર કરવા માટે કેટલી ઊર્જાની જરૂર પડશે ? આ સંક્રમણ કરવા માટે સૌથી લાંબી તરંગલંબાઈ સેમીમાં કેટલી હશે ?
- 2.20 $2.05 \times 10^7 \text{ ms}^{-1}$ ના વેગથી ધૂમતા ઇલેક્ટ્રોનની તરંગલંબાઈ ગણો.
- 2.21 ઇલેક્ટ્રોનનું 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 સમઇલેક્ટ્રોનીય છે ? (એટલે કે એકસરખી ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ધરાવે છે.)
 Na^+ , K^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+} , S^{2-} , Ar .
- 2.23 (i) નીચેના આયનોના ઇલેક્ટ્રોનીય બંધારણ લખો :
(a) H^- (b) Na^+ (c) O^{2-} (d) F^-
(ii) જો તત્વના સૌથી બહારના ઇલેક્ટ્રોનને (a) $3s^1$ (b) $2p^3$ અને (c) $3p^5$ તરીકે દર્શાવી શકતા હોઈએ તો તે તત્વોના પરમાણ્વીય-ક્રમાંક કેટલા હશે ?
(iii) નીચેની રચના 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 ઇલેક્ટ્રોન $3d$ -કક્ષકોમાંની કોઈ એક કક્ષકમાં છે. આ ઇલેક્ટ્રોન માટે n , l અને m_l ના શક્ય મૂલ્યો આપો.
- 2.26 એક તત્વનો પરમાણુ 29 ઇલેક્ટ્રોન અને 35 ન્યુટ્રોન ધરાવે છે. (i) પ્રોટોનની સંખ્યા અને (ii) તત્વની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના તારવો.
- 2.27 H_2^+ , H_2 અને O_2^+ સ્પીસિઝમાં ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા આપો.
- 2.28 (i) કોઈ એક પરમાણ્વીય કક્ષક માટે $n = 3$ છે, તો l અને m_l ના શક્ય મૂલ્યો કેટલા હશે ?
(ii) $3d$ -કક્ષક માટે ઇલેક્ટ્રોનના ક્વોન્ટમ 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 ક્વોન્ટમ 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 ક્વોન્ટમ આંકનો સેટ ધરાવતી કક્ષક શક્ય નથી ?
- (a) $n = 0, \quad l = 0, \quad m_l = 0, \quad m_s = +\frac{1}{2}$
 (b) $n = 1, \quad l = 0, \quad m_l = 0, \quad m_s = -\frac{1}{2}$
 (c) $n = 1, \quad l = 1, \quad m_l = 0, \quad m_s = +\frac{1}{2}$
 (d) $n = 2, \quad l = 1, \quad m_l = 0, \quad m_s = -\frac{1}{2}$
 (e) $n = 3, \quad l = 3, \quad m_l = -3, \quad m_s = +\frac{1}{2}$
 (f) $n = 3, \quad l = 1, \quad m_l = 0, \quad m_s = +\frac{1}{2}$
- 2.31 પરમાણુમાંના કેટલા ઇલેક્ટ્રોનના ક્વોન્ટમ આંક નીચે પ્રમાણે હશે ?
- (a) $n = 4, m_s = -\frac{1}{2}$ (b) $n = 3, l = 0$
- 2.32 દર્શાવો કે હાઈડ્રોજન પરમાણુ માટેની બોહ્ર કક્ષાનો પરિઘ દ્વ-બ્રોગલીની તરંગલંબાઈ સાથે સંબંધિત કક્ષામાં ધૂમતો ઇલેક્ટ્રોન તેનો સંકલન ગુણક છે.
- 2.33 હાઈડ્રોજન વર્ણપટનું કયું સંક્રમણ He^+ વર્ણપટના બામર સંક્રમણ $n = 4$ થી $n = 2$ જેટલી તરંગલંબાઈ ધરાવતું હશે ?
- 2.34 પ્રક્રિયા માટે જરૂરી ઊર્જાની ગણતરી કરો : $\text{He}^+(g) \rightarrow \text{He}^{2+}(g) + e^-$
 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 ઝિંક પરમાણુનો વ્યાસ 2.6 \AA છે. (a) ઝિંક પરમાણુની ત્રિજ્યા pmમાં ગણો અને (b) જો ઇલેક્ટ્રોન એક-બીજાની 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 ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ગણો.
- 2.39 મુલિકનના પ્રયોગમાં તેલબિંદુ પર ચળકતા X-કિરણો દ્વારા પ્રાપ્ત સ્થિરવિદ્યુતીય ભાર $-1.282 \times 10^{-18} \text{ C}$ છે, તો તેમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રોનની 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 ફેર પડશે ?
- 2.41 સંજ્ઞાઓ $^{79}_{35}\text{Br}$ અને ^{79}Br લખી શકાય, પરંતુ સંજ્ઞાઓ $^{35}_{79}\text{Br}$ અને ^{35}Br સ્વીકાર્ય નથી. ટૂંકમાં ઉત્તર આપો.
- 2.42 દળક્રમાંક 81 વાળું તત્ત્વ પ્રોટોનની સરખામણીમાં 31.7 % વધુ ન્યુટ્રોન ધરાવે છે. પરમાણુની સંજ્ઞા દર્શાવો.
- 2.43 દળક્રમાંક 37 ધરાવતો આયન એક એકમ ઋણભાર ધરાવે છે. જો આયન ઇલેક્ટ્રોન કરતાં 11.1 % વધારે ન્યુટ્રોન ધરાવે છે તો આયનની સંજ્ઞા શોધો.
- 2.44 દળક્રમાંક 56 ધરાવતા આયન ધનભારના ત્રણ એકમ ધરાવે છે અને ઇલેક્ટ્રોન કરતાં 30.4 % વધુ ન્યુટ્રોન ધરાવે છે. આયનની સંજ્ઞા દર્શાવો.
- 2.45 નીચેના પ્રકારના વિકિરણોને તેમની આવૃત્તિના ચઢતા ક્રમમાં ગોઠવો : (a) માઈક્રોવેવ ઓવનનું વિકિરણ (b) ટ્રાફિક સિગ્નલમાંનો અંબર પ્રકાશ (c) FM રેડિયોમાં નીકળતું વિકિરણ (d) બાહ્ય 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 sમાં આ વિકિરણ કેટલું અંતર કાપશે ? (c) ક્વોન્ટમની ઊર્જા અને (d) ક્વોન્ટમની સંખ્યા જો તે 2 J ઊર્જા ઉત્પન્ન કરતું હોય ?
- 2.48 અંતરિક્ષ અવલોકનોમાં દૂરના તારામાંથી અવલોકિત થતાં સિગ્નલ સામાન્ય રીતે નબળાં હોય છે. જો ફોટોન સંસૂચક (detector) 600 nm વિકિરણમાંથી 3.15×10^{-18} J પ્રાપ્ત કરે છે તો સંસૂચક વડે સ્વીકારાયેલા ફોટોનની સંખ્યા ગણો.
- 2.49 ઉત્તેજિત અવસ્થામાં અણુઓનો આયુષ્ય સમય પલ્સ વિકિરણ સ્ત્રોત(source)નો ઉપયોગ કરી નેનો સેકન્ડમાં વિસ્તારમાં (range) માપવામાં આવે છે. ધારો કે વિકિરણ સ્ત્રોત 2 nsનો હોય તો અને પલ્સ સ્ત્રોત દરમિયાન ઉત્સર્જિત ફોટોનની સંખ્યા 2.5×10^{15} હોય તો સ્ત્રોતની ઊર્જા ગણો.
- 2.50 સૌથી લાંબી તરંગલંબાઈ ડબ્લેટ અવશોષણ 589 અને 589.6 nm પર અવલોકિત થયેલ છે. દરેક સંક્રાંતિની 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. (c) જો સીઝિયમ તત્વને 500 nm વાળી તરંગલંબાઈથી વિકિરણીત કરવામાં આવે તો ગતિજ ઊર્જા ગણો અને ઉત્ક્ષેપિત (બહાર ફેંકાતા) (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.
- | | | | |
|--|------|------|------|
| λ (nm) | 500 | 450 | 400 |
| $v \times 10^{-5}$ (cm s ⁻¹) | 2.55 | 4.35 | 5.35 |
- 2.53 સિલ્વર ધાતુમાંથી ફોટોઇલેક્ટ્રિક અસરના પ્રયોગમાં ફોટોઇલેક્ટ્રોનનું ઉત્ક્ષેપન (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 ઇલેક્ટ્રોનમાંથી એક ઇલેક્ટ્રોનનું ઉત્ક્ષેપન થાય છે જેનો વેગ 1.5×10^7 ms⁻¹ છે. એ ઊર્જા ગણો જેને લીધે તે કેન્દ્ર સાથે બંધિત હતો.
- 2.55 પાશ્ચાત્ય શ્રેણીમાં ઉત્સર્જન સંક્રાંતિ $n = 3$ કક્ષાએ અંત પામે છે અને n -કક્ષામાંથી શરૂ થાય છે અને તેને $v = 3.29 \times 10^{15}$ (Hz) વડે રજૂ કરી શકાય છે $\left[\frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right]$.
- જો 1285 nm પર સંક્રમણ અવલોકિત થાય છે, વર્ણપટનો વિસ્તાર શોધો.
- 2.56 ઉત્સર્જન સંક્રમણથી તરંગલંબાઈ ગણો. જો તે 1.3225 nm ત્રિજ્યાથી શરૂ થઈને 211.6 pm પર અંત પામે છે. આ સંક્રાંતિ કઈ શ્રેણીને લાગુ પડે છે તેનું નામ આપો અને વર્ણપટ વિસ્તાર જણાવો.
- 2.57 દ્રવ્યની દ્વૈત વર્તણૂક જે દ્-બ્રોગલીએ પ્રતિપાદિત કરેલી જેને પરિણામે ઇલેક્ટ્રોન માઈક્રોસ્કોપની શોધ થઈ જે વારંવાર જૈવિક અણુઓ અને અન્ય પ્રકારના પદાર્થોના આવર્ધન માટે ઉપયોગમાં લેવાય છે. જો આ ઇલેક્ટ્રોન માઈક્રોસ્કોપમાં ઇલેક્ટ્રોનનો વેગ 1.6×10^6 ms⁻¹ હોય તો આ ઇલેક્ટ્રોન સાથે સંકળાયેલ દ્-બ્રોગલી તરંગલંબાઈ ગણો.
- 2.58 ઇલેક્ટ્રોન વિવર્તનની જેમ ન્યુટ્રોન વિવર્તન માઈક્રોસ્કોપ અણુની રચના નક્કી કરવા માટે વપરાય છે. જો અહીંયા 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 દ્વિ-બ્રોગલી તરંગલંબાઈ ગણો.
- 2.60 1000 V વિભવ તફાવતમાં (Potential difference) ધૂમતા 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 ધૂમતો 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 વ્યાખ્યાયિત કરવામાં કોઈ મુશ્કેલી હશે ?
- 2.62 છ ઇલેક્ટ્રોનના ક્વોન્ટમ આંક આપેલા છે તેમને ઊર્જાના ચઢતા ક્રમમાં ગોઠવો. આ સંયોગીકરણમાંથી કોઈ પણ સરખી ઊર્જાવાળા 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 અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રોન હાજર છે. કયો ઇલેક્ટ્રોન કેન્દ્રથી વધુ અસરકારક કેન્દ્રીય ભાર અનુભવશે ?
- 2.66 અયુગ્મિત 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 પરમાણ્વીય-ક્રમાંક અને ઇલેક્ટ્રોનીય 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 એન્ટાલ્પી અને ધાત્વીય ગુણ વચ્ચેના સંબંધને સ્પષ્ટ કરી શકશો.
- પરમાણુઓના કેટલાક અગત્યના ગુણધર્મો જેવા કે પરમાણ્વીય/આયનીય ત્રિજ્યા, આયનીકરણ એન્ટાલ્પી, ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પી, વિદ્યુતઋણતા, તત્વોની સંયોજકતા સંબંધિત ખ્યાલને પ્રસ્તુત કરવા વૈજ્ઞાનિક શબ્દ ભંડોળનો યોગ્ય ઉપયોગ કરી શકશો.

“આવર્તકોષ્ટક રસાયણવિજ્ઞાનના સિદ્ધાંત અને વ્યવહાર બંને માટે તાર્કિક રીતે સૌથી અગત્યની સંકલ્પના છે. તે વિદ્યાર્થીને હંમેશાં મદદરૂપ થાય તેવું, વ્યાવસાયિકોને સંશોધનો માટેની નવી રાહ સૂચવનારું અને સંપૂર્ણ રસાયણવિજ્ઞાનને સંક્ષિપ્ત સ્વરૂપે રજૂ કરનારું છે. તે રાસાયણિક તત્વો એ વસ્તુઓનું યાદચ્છિક જૂથનું નથી પણ તેના બદલે વર્ગમાં એકસાથે ગોઠવાયેલા અને વલણોને પ્રદર્શિત કરનારા છે તેવા સત્યને નોંધપાત્ર રીતે નિદર્શિત કરનારું છે. આવર્ત કોષ્ટક અંગેની જાગૃતિ એવી દરેક વ્યક્તિ માટે જરૂરી છે કે જે વિશ્વના પ્રશ્નોના ઉકેલ ઇચ્છે છે અને આવર્તકોષ્ટક રસાયણ-વિજ્ઞાનના 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 ઇલેક્ટ્રોનીય 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 બમણાથી 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 ડોબરેનરે (Johann Dobereiner) તત્ત્વોના ગુણધર્મોના વલણો વિષે વિચાર્યું. તેમણે 1829 સુધીમાં ત્રણ તત્ત્વોવાળા કેટલાક સમૂહો(ત્રિપુટીઓ)ના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં સામ્યતા નોંધી. પ્રત્યેક કિસ્સામાં તેમને ત્રિપુટીની મધ્યમાં રહેલા તત્ત્વનો પરમાણ્વીય ભાર, બાકી બે તત્ત્વોના કુલ પરમાણ્વીય ભાર કરતા અડધો જોવા મળ્યો (કોષ્ટક 3.1). ઉપરાંત મધ્યમાં રહેલા તત્ત્વના ગુણધર્મો બાકીના બે તત્ત્વોના ગુણધર્મો જેવા જેવા મળ્યા. ડોબરેનરે 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 પરમાણ્વીય ભારના ચઢતા ક્રમમાં ગોઠવ્યા અને નોંધ્યું કે પ્રત્યેક આઠમા તત્ત્વના ગુણધર્મો પ્રથમ તત્ત્વના ગુણધર્મોને મળતા આવે છે (કોષ્ટક 3.2). આ સંબંધ એવા પ્રકારનો હતો, જેમ કે સંગીતના સૂરના અષ્ટકમાં પ્રત્યેક આઠમો સૂર પ્રથમ સૂર જેવો હોય છે. ન્યુલેન્ડનો આ અષ્ટક નિયમ કેલ્શિયમ તત્ત્વ સુધી સાચો માલૂમ પડ્યો. જો કે તે સમયે તેનો આ ખ્યાલ વ્યાપક અને સ્વીકાર્ય નહોતો બન્યો, પરંતુ 1887માં તેને આ કાર્ય માટે રોયલ સોસાયટી, લંડન દ્વારા ડેવી ચંદ્રક એનાયત કરવામાં આવ્યો હતો.

આજે આપણે જે આવર્ત નિયમ જાણીએ છીએ તેના વિકાસનો યશ રશિયન રસાયણવિજ્ઞાની દમિત્રી મેન્ડેલીફ (Dmitri Mendeleev)(1834-1907) અને જર્મન રસાયણ-વિજ્ઞાની લોથર મેયરના (Lothar Meyer)(1830-1895)

ટેબલ 3.1 ડોબરેનરની ત્રિપુટીઓ

તત્ત્વ	પરમાણ્વીય ભાર	તત્ત્વ	પરમાણ્વીય ભાર	તત્ત્વ	પરમાણ્વીય 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 ફ્રેન્ચ ભૂસ્તરશાસ્ત્રી એ. ઈ. બી. દ્ કાનકોર્ટોઈસે (A.E.B. de Chancourtois) તત્ત્વોનું વર્ગીકરણ કરવાનો પ્રયત્ન કર્યો. તેમણે જાણીતા તત્ત્વોને તેમના પરમાણ્વીય ભારના ચઢતા ક્રમમાં ગોઠવીને નળાકાર કોષ્ટક બનાવ્યું કે જે નિશ્ચિત ગાળે ગુણધર્મોમાં પુનરાવર્તન દર્શાવતું હતું. આ પણ કોઈનું વધારે ધ્યાન ખેંચી

ફાળે જાય છે. સ્વતંત્ર રીતે કામ કરતાં આ બંને રસાયણ-વિજ્ઞાનીઓએ 1869માં જણાવ્યું કે જો તત્ત્વોને તેમના પરમાણ્વીય ભારના ચઢતા ક્રમમાં ગોઠવવામાં આવે તો નિયમિત અંતરાલને અંતે તત્ત્વોના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોમાં સામ્યતા જોવા મળે છે. લોથર મેયરે ભૌતિક ગુણધર્મો જેવા કે પરમાણ્વીય કદ, ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ

ટેબલ 3.2 ન્યુલેન્ડના અષ્ટકો

તત્ત્વ	Li	Be	B	C	N	O	F
પરમાણ્વીય ભાર	7	9	11	12	14	16	19
તત્ત્વ	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
પરમાણ્વીય ભાર	23	24	27	29	31	32	35.5
તત્ત્વ	K	Ca					
પરમાણ્વીય ભાર	39	40					

વિરુદ્ધ પરમાણ્વીય ભારનો આલેખ દોર્યો, જેમાં આવર્તિત રીતે પુનરાવર્તન પામતી ભાત જોવા મળી. પુનરાવર્તિત ભાતની લંબાઈ બાબતે લોથર મેયરે, ન્યૂલેન્ડ કરતાં કંઈક જુદું 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 મેન્ડેલીફના કાર્ય પહેલા પ્રકાશિત ન થઈ શક્યું. આધુનિક આવર્ત કોષ્ટકના વિકાસમાં યોગદાનનો શ્રેય દમિત્રી મેન્ડેલીફને આપવામાં આવ્યો છે.

જો કે આવર્ત સંબંધ વિશેના અભ્યાસની શરૂઆત ડોબરેનરે કરી હતી પણ આવર્ત નિયમને સૌપ્રથમ પ્રસિદ્ધ કરનાર તરીકે મેન્ડેલીફ હતો. આ નિયમ આ પ્રમાણે છે...

તત્ત્વોના ગુણધર્મો તેમના પરમાણ્વીય ભારના આવર્તનીય વિધેય છે.

મેન્ડેલીફે તત્ત્વોને કોષ્ટકની આડી હરોળ અને ઊભા સ્તંભમાં તેમના પરમાણ્વીય ભારના ચઢતા ક્રમમાં તે પ્રમાણે ગોઠવ્યા કે જેથી સમાન ગુણધર્મોવાળા તત્ત્વો એક ઊભા સ્તંભ કે સમૂહમાં ગોઠવાય. મેન્ડેલીફની તત્ત્વોના વર્ગીકરણની પદ્ધતિ લોથર મેયર કરતા વધુ વિગતવાર હતી. મેન્ડેલીફ આવર્તિતાના મહત્ત્વને સંપૂર્ણપણે સમજ્યો હતો અને તત્ત્વોના વર્ગીકરણ માટે ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મોને વ્યાપક રીતે આધાર માન્યા હતા. મેન્ડેલીફે ખાસ કરીને તત્ત્વો દ્વારા બનતા સંયોજનોના પ્રમાણસૂચક સૂત્રો અને તેમના ગુણધર્મોની સામ્યતાને આધાર માન્યા હતા. તેમને સમજાયું કે જો પરમાણ્વીય ભાર પ્રમાણેના ક્રમને ચુસ્તપણે અનુસરવામાં

આવે તો વર્ગીકરણની તેમની યોજનામાં ઘણા તત્ત્વો લાયક ઠરતા નથી. તેમણે પરમાણ્વીય માપનને ભૂલભરેલું વિચારી પરમાણ્વીય ભારના ક્રમને અવગણીને સમાન ગુણધર્મો ધરાવતા તત્ત્વોને એક સાથે મૂક્યા. દા.ત., ટેલુરિયમથી (સમૂહ VI) ઓછો પરમાણ્વીય ભાર ધરાવનાર આયોડિનને સમૂહ VIIમાં ફ્લોરિન, ક્લોરિન અને બ્રોમિન સાથે મૂક્યો, કારણ કે તેઓ સમાન ગુણધર્મો ધરાવતા હતા (આકૃતિ 3.1). તે સમયે તેણે સમાન ગુણધર્મોવાળા તત્ત્વોને એક જ સમૂહમાં રાખવા તેવો પ્રાથમિક ખ્યાલ રાખ્યો હતો. તેણે સૂચવ્યું હતું કે હજુ સુધી ઘણા તત્ત્વો વણશોધાયેલા છે અને તેથી કોષ્ટકમાં કેટલીક ખાલી જગ્યાઓ રાખી હતી. દા.ત., મેન્ડેલીફે જ્યારે આવર્ત કોષ્ટક પ્રસિદ્ધ કર્યું ત્યારે ગેલિયમ અને જર્મેનિયમ બંને તત્ત્વો વણશોધાયેલા હતા. તેણે વણશોધાયેલા આ તત્ત્વો માટે એલ્યુમિનિયમની નીચે અને સિલિકોનની નીચે ખાલી જગ્યા રાખી હતી. મેન્ડેલીફે આ તત્ત્વોને અનુક્રમે એકા-એલ્યુમિનિયમ અને એકા-સિલિકોન તરીકે દર્શાવ્યા હતા. મેન્ડેલીફે ગેલિયમ અને જર્મેનિયમના માત્ર અસ્તિત્વની આગાહી જ નહિ પણ તેમના કેટલાક સામાન્ય ભૌતિક ગુણધર્મો પણ વર્ણવ્યા હતા. બાદમાં આ તત્ત્વો શોધાયા હતા, જેના માટે મેન્ડેલીફે આગાહી કરેલા કેટલાક ગુણધર્મો અને પ્રાયોગિક રીતે શોધાયેલા ગુણધર્મોની યાદી કોષ્ટક 3.3માં દર્શાવેલા છે.

મેન્ડેલીફની પરિમાણ આધારે આગાહી કરવાની હિંમત અને તેમાં મેળવેલી સફળતાથી તે અને તેનું આવર્ત કોષ્ટક પ્રચલિત બન્યું હતું. વર્ષ 1905માં પ્રકાશિત થયેલું મેન્ડેલીફનું આવર્ત કોષ્ટક આકૃતિ 3.1માં દર્શાવેલું છે.

કોષ્ટક 3.3

એકા-એલ્યુમિનિયમ અને એકા-સિલિકોન તત્ત્વોના ગુણધર્મો અંગે મેન્ડેલીફની આગાહી અને પ્રાયોગિક પરિણામો

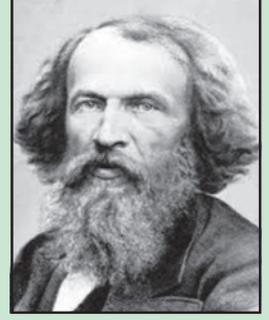
ગુણધર્મો	એકા-એલ્યુમિનિયમ (આગાહી કરેલ)	ગેલિયમ (શોધેલ)	એકા-સિલિકોન (આગાહી કરેલ)	જર્મેનિયમ (શોધેલ)
પરમાણ્વીય ભાર	68	70	72	72.6
ઘનતા / (g/cm ³)	5.9	5.94	5.5	5.36
ગલનબિંદુ /K	નીચું	302.93	ઊંચું	1231
ઑક્સાઈડનું સૂત્ર	E ₂ O ₃	Ga ₂ O ₃	EO ₂	GeO ₂
ક્લોરાઈડનું સૂત્ર	ECl ₃	GaCl ₃	ECl ₄	GeCl ₄

સમૂહ અને આવર્તમાં તત્વોની આવર્તી પદ્ધતિ

ક્રમ	0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	હિલિયમ He 4.0	હાઈડ્રોજન H 1.008	બેરિલિયમ Be 9.1	બોરોન B 11.1	કાર્બન C 12.0	નાઈટ્રોજન N 14.04	ઑક્સિજન O 16.00	ફ્લોરિન F 19.0	
2	નિયોન Ne 19.91	લિથિયમ Li 7.03	મગ્નેશિયમ Mg 24.3	એલ્યુમિનિયમ Al 27.0	સીલિકોન Si 28.4	ફોસ્ફરસ P 31.0	સલ્ફર S 32.06	ક્લોરિન Cl 35.45	
3		પોટેશિયમ K 39.1	કેલ્શિયમ Ca 40.1	સ્કેન્ડિયમ Sc 44.1	ટીટાનિયમ Ti 48.1	વેનેડિયમ V 51.4	ક્રોમિયમ Cr 52.1	મેંગેનિઝ Mn 55.0	આર્થન કોબાલ્ટ Co 59 55.9
4	આર્ગોન Ar 38	કોપર Cu 63.6	ઝિંક Zn 65.4	ગેલિયમ Ga 70.0	જર્મેનિયમ Ge 72.3	આર્સેનિક As 75	સેલેનિયમ Se 79	બ્રોમિન Br 79.95	(Cu)
5		રૂબિડિયમ Rb 85.4	સ્ટ્રોન્શિયમ Sr 87.6	યોટ્રિયમ Y 89.0	ઝીર્કોનિયમ Zr 90.6	નીઓબિયમ Nb 94.0	મોલિબ્ડેનમ Mo 96.0		રૂથેનિયમ Ru 101.7
6	ક્રિપ્ટોન Kr 81.8	સિલ્વર Ag 107.9	કેડમિયમ Cd 112.4	ઇન્ડિયમ In 114.0	ટીન Sn 119.0	એન્ટીમની Sb 120.0	ટેલુરિયમ Te 127.6	આયોડિન I 126.9	રહોડિયમ Rh 103.0
7									પેલેડિયમ Pd 106.5
8	એનોન Xe 128	સિસ્મિયમ Cs 132.9	બેરિયમ Ba 137.4	લેન્થેનમ La 139	સીસ્મિયમ Ce 140				
9									
10				યીટર્બિયમ Yb 173	ટેન્ટાલમ Ta 183		ટંગસ્ટન W 184		ઓસ્મિયમ Os 191
11		ગોલ્ડ Au 197.2	મરક્યુરી Hg 200.0	થેલિયમ Tl 204.1	લેડ Pb 206.9	બિસ્મથ Bi 208			ઈરીડિયમ Ir 193
12			રેડિયમ Ra 224		થોરિયમ Th 232		યુરેનિયમ U 239		પ્લેટિનમ Pt 194.9
	R	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂ RH ₄	વધુ ક્ષારીય ઑક્સાઇડ R ₂ O ₅ ઉચ્ચ વાયુમય હાઈડ્રોજન સંયોજનો RH ₃		R ₂ O ₇ RH	RO ₄

આકૃતિ 3.1 મેન્ડેલીફનું અગાઉ પ્રસિદ્ધ થયેલું આવર્તકોષ્ટક

દમિત્રિ મેન્ડેલીફનો જન્મ રશિયાના સાઈબેરિયાના તોબાસ્કમાં થયો હતો. તેમના પિતાજીના અવસાન બાદ તેમનું કુટુંબ સેન્ટ પિટ્સબર્ગ ખાતે ગયું હતું. તેમણે 1856માં રસાયણવિજ્ઞાન વિષય સાથે પારંગતની (M.Sc.) પદવી અને 1865માં વિદ્યાવાચસ્પતિની (Ph.D.) પદવી મેળવી હતી. તે 1867માં યુનિવર્સિટી ઓફ પિટ્સબર્ગ ખાતે રસાયણવિજ્ઞાનના પ્રાધ્યાપક તરીકે જોડાયા હતા. તેમના ગૌરવશાળી પુસ્તક 'રસાયણવિજ્ઞાનના સિદ્ધાંતો'નું પ્રાથમિક કાર્ય, મેન્ડેલીફને આવર્ત નિયમ રજૂ કરવા અને તત્વોના આવર્તકોષ્ટકના નિર્માણ કરવા સુધી દોરી ગયું. તે સમયે પરમાણુના બંધારણ વિશે જાણકારી ન હતી અને તત્વોના ગુણધર્મો કેટલીક રીતે તેમના પરમાણ્વીયભાર સાથે સંબંધિત છે તેવો મેન્ડેલીફનો ખ્યાલ અતિ કલ્પનાજન્ય લાગતો હતો. મેન્ડેલીફે કેટલાક તત્વોને તેના રાસાયણિક ગુણધર્મોને ધ્યાનમાં રાખી યોગ્ય સમૂહમાં મૂકવા માટે તત્વોની કેટલીક જોડીઓના ક્રમને ઉલટાવ્યો અને જાહેર કર્યું કે તેઓના પરમાણ્વીયભાર ખોટાં છે. મેન્ડેલીફે તેમની દીર્ઘદષ્ટિથી તે સમયે વણશોધાયેલા તત્વો માટે આવર્તકોષ્ટકમાં સ્થાન ખાલી રાખ્યા અને તેને સંબંધિત તત્વોના ગુણધર્મોમાં જોવા મળતા વલણોના અવલોકનના આધારે વણશોધાયેલા તત્વોના ગુણધર્મોની આગાહી કરી હતી. બાદમાં જ્યારે આ તત્વો શોધાયા ત્યારે મેન્ડેલીફે કરેલી આગાહી વિસ્મયકારક રીતે સાચી ઠરી.



દમિત્રિ ઈવાનોવિચ મેન્ડેલીફ
(1834-1907)

મેન્ડેલીફના આવર્ત નિયમે તે પછીના દશકા દરમિયાન સંશોધનના ઘણા ક્ષેત્રોને પ્રોત્સાહન આપ્યું હતું. 1890માં પ્રથમ બે ઉમદા વાયુઓ હિલિયમ અને આર્ગોનની શોધ તેને સમાન એવા બીજા તત્વોને તે વર્ગમાં સમાવી શકવાની સંભાવના સૂચવી હતી. આ વિચારે રામસેને પોતાની ક્રિપ્ટોન અને ઝેનોનની સફળતાપૂર્વકની શોધને દોરવણી આપી હતી. વીસમી સદીની શરૂઆતમાં યુરેનિયમ અને થોરિયમની રેડિયોસક્રિય ખંડિત શ્રેણીના કાર્ય માટે આવર્તકોષ્ટકે માર્ગદર્શન પૂરું પાડ્યું હતું.

મેન્ડેલીફ એક બહુમુખી પ્રતિભાશાળી વ્યક્તિ હતી. તે રશિયાના કુદરતી સોતોને સંબંધિત ઘણા પ્રશ્નો વિશે કાર્ય કરતા હતા. તેમણે ક્ષતિરહિત બેરોમીટર બનાવ્યું હતું. 1890માં તેમણે પ્રાધ્યાપકના પદેથી રાજીનામું આપ્યું હતું. ત્યારબાદ તેમણે વજન અને માપન સંસ્થાના નિયામક તરીકે નિમવામાં આવ્યા હતા. તેમણે 1907માં પોતાના અવસાન સુધી ઘણા ક્ષેત્રોમાં મહત્વના સંશોધન કાર્ય કરવાનું ચાલુ રાખ્યું હતું.

આધુનિક આવર્તકોષ્ટક પરથી તમે નોંધી શકશો કે 101 પરમાણ્વીય-ક્રમાંકવાળા તત્વનું નામ મેન્ડેલીવિયમ રાખવાથી મેન્ડેલીફનું નામ અમર થઈ ગયું. આ નામ આ તત્વની શોધ કરનાર અમેરિકન વૈજ્ઞાનિક ગ્લેન ટી. સીબોર્ગે સૂચવ્યું હતું. મેન્ડેલીફ એવા પ્રથમ રસાયણવિજ્ઞાની હતા કે જેમણે વણશોધાયેલા તત્વોના રાસાયણિક ગુણધર્મોની આગાહી કરવા માટે તત્વોના આવર્તિતા સિદ્ધાંતનો આધાર લીધો. આ સિદ્ધાંત અનુયુરેનિયમ તત્વોના નજીકના બધા તત્વોની શોધ માટે ચાવીરૂપ બન્યો.

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 વિકસાવ્યું ત્યારે રસાયણવિજ્ઞાનીઓને પરમાણુના આંતરિક બંધારણ વિશે જાણકારી નહોતી. તેમ છતાં વીસમી સદીની શરૂઆત, અવપરમાણ્વીય કણો અંગેના સિદ્ધાંતોનો ઊંડાણપૂર્વક વિકાસ થયાની સાક્ષી પૂરે છે. 1913માં અંગ્રેજ ભૌતિકવિજ્ઞાની હેન્રી મોસલેએ (Henry Moseley) તત્ત્વોના ક્ષ-કિરણ વર્ણપટ લાક્ષણિકતામાં નિયમિતતા જોઈ હતી. તેમણે \sqrt{v} (જ્યાં v ઉત્સર્જિત ક્ષ-કિરણોની આવૃત્તિ છે.) વિરુદ્ધ પરમાણ્વીય-ક્રમાંક (Z)નો આલેખ દોર્યો, જે સીધી રેખા સ્વરૂપે મળ્યો પણ \sqrt{v} વિરુદ્ધ પરમાણ્વીયભારનો આલેખ સીધી રેખા સ્વરૂપે ન મળ્યો. આ પરથી મોસલેએ દર્શાવ્યું કે તત્ત્વના પરમાણ્વીયભાર કરતાં પરમાણ્વીય-ક્રમાંક વધુ મૂળભૂત 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 રાસાયણિક ગુણધર્મો

તેના પરમાણ્વીય-ક્રમાંકના આવર્તનીય વિધેયો છે.

આવર્ત નિયમ દ્વારા કુદરતમાંથી મળી આવતા 94 જેટલા તત્ત્વોમાં નોંધનીય સમાનતા જોવા મળી (એક્ટિનિયમ અને પ્રોટેક્ટિનિયમની જેમ નેપ્ચ્યુનિયમ અને પ્લુટોનિયમ પણ પીયબ્લેન્ડ કે જે યુરેનિયમની કાચી ધાતુ છે તેમાંથી મળી આવ્યા). જેથી અકાર્બનિક રસાયણવિજ્ઞાનને પ્રોત્સાહન મળ્યું અને કૃત્રિમ અલ્પજીવી તત્ત્વોની શોધ થઈ.

આપણે જાણીએ છીએ કે પરમાણ્વીય-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 રાસાયણિક ગુણધર્મોનું પરિણામ છે કે જે તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના પર આધાર રાખે છે.

સમયાંતરે આવર્તકોષ્ટકના અનેક સ્વરૂપો વિચારાયા હતા. કેટલાક સ્વરૂપો તત્ત્વોની રાસાયણિક 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 શ્રેણી કહ્યું છે) આવર્ત કહેવામાં આવે છે અને ઊભા સ્તંભને સમૂહ કહે છે. જે તત્ત્વોના પરમાણુઓની સૌથી બાહ્યતમ કક્ષામાં ઇલેક્ટ્રોનીય રચના સમાન જોવા મળે છે તેમને આવર્તકોષ્ટકના ઊભા સ્તંભોમાં ગોઠવવામાં આવે છે કે જે સમૂહ (group) અથવા કુટુંબ (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. આવર્તક્રમ, આવર્તમાં તત્ત્વનો મહત્તમ 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 (ક્વોન્ટમઆંકના આધારે) આ આવર્તમાં તત્ત્વોની સંખ્યા છઠ્ઠા આવર્તની જેમ 32 છે. આવર્તકોષ્ટકના આ સ્વરૂપમાં છઠ્ઠા અને સાતમા આવર્તના (અનુક્રમે લેન્થેનાઈડ તત્ત્વો અને એક્ટિનાઈડ તત્ત્વો) 14-14 તત્ત્વોને નીચે અલગથી દર્શાવેલા છે.*

3.4 100થી વધુ પરમાણ્વીય-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. ઊંચા પરમાણ્વીય-ક્રમાંકવાળા નવા તત્ત્વ એટલા અસ્થાયી હોય છે કે તેમની નજીવી માત્રા (અને ક્યારેક-ક્યારેક તો કેટલાક પરમાણુ માત્ર જ) જ પ્રાપ્ત

* ગ્લેન ટી સીબોર્ગના કાર્યની શરૂઆત વીસમી સદીના મધ્યભાગમાં (1940) પ્લુટોનિયમની શોધથી થઈ હતી. બાદમાં બધા અનુયુરેનિયમ તત્ત્વોને (94 થી 102) આવર્તકોષ્ટકમાં પુનઃ ગોઠવી એક્ટિનોઈડ્સને લેન્થેનોઈડ્સની નીચે રાખવામાં આવ્યા. 1951માં સીબોર્ગને તેના કાર્ય માટે રસાયણવિજ્ઞાનનો નોબેલ પુરસ્કાર એનાયત કરવામાં આવ્યો હતો. વિજ્ઞાની સીબોર્ગને સન્માન આપવા તત્ત્વ 106નું નામ સીબોર્ગિયમ (Sg) રાખવામાં આવ્યું છે.

ઉમદા વાયુઓ

પ્રતિનિધિ તત્વો સમૂહ ક્રમાંક

		18										0	
		2										10	
		17										18	
		16										17	
		15										16	
		14										15	
		13										14	
		12										13	
		11										12	
		10										11	
		9										10	
		8										9	
		7										8	
		6										7	
		5										6	
		4										5	
		3										4	
		2										3	
		1										2	

d સંક્રાંતિ તત્વો

		18										0	
		17										10	
		16										18	
		15										17	
		14										16	
		13										15	
		12										14	
		11										13	
		10										12	
		9										11	
		8										10	
		7										9	
		6										8	
		5										7	
		4										6	
		3										5	
		2										4	
		1										3	

સમૂહ ક્રમાંક

		18										0	
		17										10	
		16										18	
		15										17	
		14										16	
		13										15	
		12										14	
		11										13	
		10										12	
		9										11	
		8										10	
		7										9	
		6										8	
		5										7	
		4										6	
		3										5	
		2										4	
		1										3	

f - અંતર સંક્રાંતિ તત્વો

		18										0	
		17										10	
		16										18	
		15										17	
		14										16	
		13										15	
		12										14	
		11										13	
		10										12	
		9										11	
		8										10	
		7										9	
		6										8	
		5										7	
		4										6	
		3										5	
		2										4	
		1										3	

f - અંતર સંક્રાંતિ તત્વો

58	Ce	$4f^5d^16s^2$	59	Pr	$4f^5d^06s^2$	60	Nd	$4f^5d^06s^2$	61	Pm	$4f^5d^06s^2$	62	Sm	$4f^5d^06s^2$	63	Eu	$4f^5d^06s^2$	64	Gd	$4f^5d^16s^2$	65	Tb	$4f^5d^06s^2$	66	Dy	$4f^5d^06s^2$	67	Ho	$4f^5d^06s^2$	68	Er	$4f^5d^06s^2$	69	Tm	$4f^5d^06s^2$	70	Yb	$4f^5d^06s^2$	71	Lu	$4f^5d^06s^2$
90	Th	$5f^06d^27s^2$	91	Pa	$5f^16d^17s^2$	92	U	$5f^36d^17s^2$	93	Np	$5f^46d^17s^2$	94	Pu	$5f^66d^17s^2$	95	Am	$5f^76d^17s^2$	96	Cm	$5f^76d^17s^2$	97	Bk	$5f^76d^17s^2$	98	Cf	$5f^96d^17s^2$	99	Es	$5f^96d^17s^2$	100	Fm	$5f^96d^17s^2$	101	Md	$5f^96d^17s^2$	102	No	$5f^96d^17s^2$	103	Lr	$5f^96d^17s^2$

* લેન્થનોઇડ

$4f^5d^06s^2$

** એક્ટીનોઇડ

$5f^76d^17s^2$

આકૃતિ 3.2 તત્વોના આવર્તકોષ્ટકનું વિસ્તૃત સ્વરૂપ તત્વોના પરમાણ્વીય-ક્રમાંક અને તેઓની ધરા અવસ્થાની બાહ્ય ઇલેક્ટ્રોનીય રચના સહિત. IUPAC એ 1984માં કરેલી ભલામણ મુજબ સમૂહોને 1-18 નંબરો આપેલા છે. આ નવી સંકેત પદ્ધતિ જૂની નંબર આપવાની પદ્ધતિ IA-VIIA, VIII, IB-VIIB અને 0ને બદલે ઉપયોગમાં લેવાય છે.

થતી હોય છે. આ તત્ત્વોના સંશ્લેષણ અને લાક્ષણિકતાના અભ્યાસ માટે મોંઘા તથા આધુનિક સાધનો અને પ્રયોગશાળા આવશ્યક બને છે. વિશ્વની કેટલીક જ પ્રયોગશાળાઓમાં સ્પર્ધાની 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 સોવિયેત દેશના વૈજ્ઞાનિકોએ 104 પરમાણ્વીય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વની શોધ કર્યાના શ્રેય માટે દાવો કર્યો હતો. અમેરિકાના વૈજ્ઞાનિકોએ તેને રુથરફોર્ડિયમ તથા સોવિયેત દેશના વૈજ્ઞાનિકોએ તેને કુર્યાટોવિયમ નામ આપ્યું. આ પ્રકારની મુશ્કેલીઓને દૂર કરવા માટે IUPACએ સૂચવ્યું કે જ્યાં સુધી તત્ત્વની શોધ સિદ્ધ ન થઈ જાય અને નામનું સમર્થન અધિકૃત રીતે ન થઈ જાય ત્યાં સુધી તત્ત્વના પરમાણ્વીય-ક્રમાંકના 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	ટૂંકું 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 પરમાણ્વીય-ક્રમાંક જે અંકોના બનેલા હોય તે અંકોના ક્રમમાં સંખ્યાદર્શક શબ્દ મૂકી ‘ઇયમ’ પ્રત્યય લગાવવાથી તત્ત્વનું નામ બને છે. કોષ્ટક 3.5માં 100થી વધુ પરમાણ્વીય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વોના નામકરણ દર્શાવેલા છે.

કોષ્ટક 3.5 100થી વધુ પરમાણ્વીય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વોનું નામકરણ

પરમાણ્વીય-ક્રમાંક	નામ	સંજ્ઞા	IUPAC દ્વારા સ્વીકૃત નામ	IUPAC સંજ્ઞા
101	Unnilunium	Unu	મેન્ડેલિવિયમ	Md
102	Unnilbium	Unb	નોબેલિયમ	No
103	Unniltrium	Unt	લોરેન્સિયમ	Lr
104	Unnilquadium	Unq	રુથર્ફોર્ડિયમ	Rf
105	Unnilpentium	Unp	ડુબનિયમ	Db
106	Unnilhexium	Unh	સીબોર્ગિયમ	Sg
107	Unnilseptium	Uns	બોહ્રિયમ	Bh
108	Unniloctium	Uno	હાસિયમ	Hs
109	Unnilennium	Une	મેઈટ્નેરિયમ	Mt
110	Ununillium	Uun	દરમ્સ્ટાદટિયમ	Ds
111	Unununnium	Uuu	રોન્ટજેનિયમ	Rg
112	Ununbium	Uub	કોપરનિશિયમ	Cn
113	Ununtrium	Uut	*	—
114	Ununquadium	Uuq	ફ્લેરોવિયમ	Fl
115	Ununpentium	Uup	*	—
116	Ununhexium	Uuh	લિવરમોરિયમ	Lv
117	Ununseptium	Uus	*	—
118	Ununoctium	Uuo	*	—

* 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-તે દેશનું રાજ્ય)નું નામ અથવા કોઈ પ્રસિદ્ધ વૈજ્ઞાનિકને બિરદાવવા તેનું નામ જોડવામાં આવે છે. અત્યાર સુધીમાં 112 પરમાણ્વીય-ક્રમાંક સુધીના તથા 114 અને 116 પરમાણ્વીય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વોની શોધ થયેલી છે. 113, 115, 117 અને 118 પરમાણ્વીય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વો હાલમાં જાણીતા નથી.

કોયડો 3.1

120 પરમાણ્વીય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વના IUPAC નામ તથા સંજ્ઞા શું થશે ?

ઉકેલ :

કોષ્ટક 3.4 મુજબ 1, 2 તથા 0 અંકો માટે સંખ્યાદર્શક શબ્દ અનુક્રમે un, bi તથા nil થશે. તેથી 120 પરમાણ્વીય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વનું નામ Unbinilium અને સંજ્ઞા Ubn થશે.

3.5 તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના અને આવર્તકોષ્ટક (Electronic Configuration of Elements and the Periodic Table)

અગાઉના એકમમાં આપણે એ જાણ્યું કે કોઈ પરમાણુમાં ઇલેક્ટ્રોનની ઓળખ ચાર ક્વોન્ટમ આંકથી થઈ શકે છે. મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક (n) પરમાણુની મુખ્ય શક્તિ સ્તર કે જેને ‘કોશ’ (shell) કહે છે તેને દર્શાવે છે. આપણે એ પણ જાણ્યું કે પરમાણુમાં ઇલેક્ટ્રોન કેવી રીતે પેટાકોશમાં ભરાય છે કે જેને આપણે s , p , d , f કક્ષકો કહીએ છીએ. પરમાણુમાં ઇલેક્ટ્રોનના વિતરણને તેની ‘ઇલેક્ટ્રોનીય રચના’ કહે છે. કોઈ તત્ત્વનું આવર્તકોષ્ટકમાં સ્થાન તેમાં છેલ્લે ભરાનાર કક્ષકના ક્વોન્ટમ આંક દર્શાવે છે. આ ભાગમાં આપણે તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના અને આવર્તકોષ્ટકના વિસ્તૃત સ્વરૂપ વચ્ચેના સંબંધને જાણીશું.

(a) આવર્તમાં ઇલેક્ટ્રોનીય રચના :

આવર્તકમ બાહ્યતમ કક્ષા અથવા સંયોજકતા કોશ માટે n નું 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, ભરાનારા શક્તિ સ્તરમાં ઉપલબ્ધ પરમાણ્વીય કક્ષકોની સંખ્યાથી બમણી હોય

છે. આ પ્રમાણે પ્રથમ આવર્તની ($n = 1$) શરૂઆત નીચલા શક્તિ સ્તર ($1s$) ભરાવાથી થાય છે. તેમાં બે તત્ત્વો હાઈડ્રોજન ($1s^1$) અને હિલિયમ ($1s^2$) હોય છે. આ રીતે પ્રથમ કોશ (K કોશ) પૂર્ણ થાય છે. બીજા આવર્તની ($n = 2$) શરૂઆત લિથિયમથી થાય છે જેમાં ત્રીજો ઇલેક્ટ્રોન $2s$ કક્ષકમાં પ્રવેશે છે. પછીના તત્ત્વ બેરિલિયમમાં ચાર ઇલેક્ટ્રોન હાજર હોય છે. તેની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના $1s^2 2s^2$ છે, ત્યારબાદ બોરોન તત્ત્વથી શરૂ કરીને જ્યારે આપણે નિયોન તત્ત્વ સુધી પહોંચીએ છીએ ત્યારે $2p$ કક્ષક ઇલેક્ટ્રોનથી 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 ત્રીજા આવર્તની ($n = 3$) શરૂઆત સોડિયમ તત્ત્વથી થાય છે. જેમાં ઇલેક્ટ્રોન $3s$ કક્ષકમાં ભરાય છે. બાદમાં $3s$ અને $3p$ કક્ષકોમાં ઇલેક્ટ્રોન ભરાવાથી ત્રીજા 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 મહત્ત્વની છે કે $4p$ કક્ષક ભરાવાની પહેલા $3d$ કક્ષક ભરાવાનું શરૂ થાય છે, જે શક્તિની દૃષ્ટિએ અનુકૂળ છે. આ રીતે આપણને તત્ત્વોની $3d$ સંક્રાંતિ શ્રેણી ($3d$ transition series) પ્રાપ્ત થાય છે. આ સ્કેન્ડિયમ ($Z = 21$)થી શરૂ થાય છે, જેની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના $3d^1 4s^2$ થાય છે. $3d$ કક્ષક ઝિંક ($Z = 30$) આગળ સંપૂર્ણપણે ભરાઈ જાય છે, જેની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના $3d^{10} 4s^2$ છે. ચોથો આવર્ત $4p$ કક્ષકો ભરાવાની સાથે ક્રિપ્ટોન આગળ સમાપ્ત થાય છે. ચોથા આવર્તમાં કુલ 18 તત્ત્વો હોય છે. પાંચમો આવર્ત ($n = 5$) રુબિડિયમથી શરૂ થાય છે, જે ચોથા આવર્તને સમાન છે. $4d$ સંક્રાંતિ શ્રેણી ($4d$ transition series) યટ્રિયમથી શરૂ થાય છે. આ આવર્ત $5p$ કક્ષકો ભરાવાની સાથે ઝેનોન આગળ સમાપ્ત થાય છે. છઠ્ઠા આવર્તમાં ($n = 6$) 32 તત્ત્વો હોય છે. આમ આગળને આગળ ઇલેક્ટ્રોન $6s$, $4f$, $5d$ તથા $6p$ કક્ષકોમાં ભરાય છે. $4f$ કક્ષકો ભરાવાની શરૂઆત સીરિયમથી ($Z = 58$) થઈને લ્યુટેશિયમ ($Z = 71$) આગળ પૂર્ણ થાય છે. તેને $4f$ આંતર સંક્રાંતિ શ્રેણી અથવા લેન્થેનોઈડ શ્રેણી (Lanthanoid series) કહેવાય છે. સાતમો આવર્ત ($n = 7$), છઠ્ઠા આવર્તને સમાન છે. જેમાં ઇલેક્ટ્રોન આગળને આગળ $7s$, $5f$, $6d$ અને $7p$ કક્ષકમાં ભરાય છે. આમાં મોટા ભાગના માનવનિર્મિત રેડિયોસક્રિય તત્ત્વો સમાવિષ્ટ છે. સાતમો આવર્ત 118 પરમાણ્વીય-ક્રમાંકવાળા તત્ત્વની શોધ સાથે પૂર્ણ થશે, આ તત્ત્વ ઉમદા વાયુ સમૂહનું હશે. એક્ટિનિયમ ($Z = 89$)ની પછી

5f કક્ષક ભરાવાના કારણે 5f આંતર-સંક્રાંતિ શ્રેણી પ્રાપ્ત થાય છે, જેને એક્ટિનોઇડ શ્રેણી (Actinoid series) કહેવાય છે. 4f અને 5f આંતરસંક્રાંતિ શ્રેણીઓને આવર્તકોષ્ટકના મુખ્ય ભાગની બહાર રાખવામાં આવી છે, જેથી તેમના બંધારણને જાળવી શકાય અને સાથે સાથે સમાન ગુણધર્મોવાળા તત્ત્વોને એક જ સ્તંભમાં રાખીને વર્ગીકરણના સિદ્ધાંતનું પણ પાલન કરી શકાય.

કોયડો 3.2

આવર્તકોષ્ટકના 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 ક્રમ $5s < 4d < 5p$ છે. આમ કુલ 9 કક્ષકો પ્રાપ્ય છે. જેમાં મહત્તમ 18 ઇલેક્ટ્રોન ભરી શકાય છે. તેથી 5મા આવર્તમાં 18 તત્ત્વો હોય છે.

(b) સમૂહ પ્રમાણે ઇલેક્ટ્રોનીય રચના

એક જ સમૂહ અથવા ઊભા સ્તંભમાં રહેલા તત્ત્વોની સંયોજકતા કોશની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના સમાન હોય છે. તેમની બાહ્યકક્ષકોમાં ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા તથા ગુણધર્મો પણ સમાન હોય છે. ઉદાહરણ તરીકે સમૂહ 1ના તત્ત્વોની (આલ્કલી ધાતુઓ) સંયોજકતા કોશની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના ns^1 હોય છે, જે નીચે દર્શાવેલું છે.

પાયો પૂરો પાડે છે. આવર્ત કોષ્ટકમાં ઊભા સ્તંભોમાં રહેલા તત્ત્વો એક સમૂહ અથવા કુટુંબની રચના કરે છે અને સમાન રાસાયણિક ગુણધર્મો દર્શાવે છે. આ સમાનતા એટલા માટે જોવા મળે છે કે તત્ત્વોની બાહ્યતમ કક્ષામાં ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા અને વિતરણ એક જ પ્રકારે હોય છે. આ તત્ત્વોનું વર્ગીકરણ ચાર વિભાગો s, p, d અને f માં કરી શકાય છે. જે-તે બાબત પર આધાર રાખે છે કે કયા પ્રકારની પરમાણ્વીય કક્ષકો ઇલેક્ટ્રોન 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 આવર્તકોષ્ટકમાં 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 જેવા લક્ષણો ધરાવે છે. બીજો અપવાદ હાઈડ્રોજનનો છે. જેમાં માત્ર એક s-ઇલેક્ટ્રોન છે. જેથી તેનું સ્થાન સમૂહ 1માં આલ્કલી ધાતુઓ સાથે હોવું જોઈએ. બીજી બાજુ તે એક ઇલેક્ટ્રોન સ્વીકારીને ઉમદા વાયુ તત્ત્વની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના પ્રાપ્ત કરી શકે છે. આ રીતે તેનું વર્તન સમૂહ 17ના (હેલોજન સમૂહ) તત્ત્વોની જેમ હોઈ શકે છે. આમ, હાઈડ્રોજનને વિશિષ્ટ કિસ્સો ગણીને આવર્તકોષ્ટકમાં સૌથી ઉપર અલગ સ્થાન આકૃતિ 3.2 અને 3.3માં દર્શાવ્યા મુજબ આપવામાં આવ્યું છે. હવે આપણે આવર્તકોષ્ટકમાં દર્શાવ્યા મુજબના ચાર પ્રકારના તત્ત્વોના

પરમાણ્વીય-ક્રમાંક	સંજ્ઞા	ઇલેક્ટ્રોનીય રચના
3	Li	$1s^2 2s^1$ (અથવા) $[\text{He}]2s^1$
11	Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ (અથવા) $[\text{Ne}]3s^1$
19	K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ (અથવા) $[\text{Ar}]4s^1$
37	Rb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$ (અથવા) $[\text{Kr}]5s^1$
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) $[\text{Xe}]6s^1$
87	Fr	$[\text{Rn}]7s^1$

આ રીતે તે બાબત સ્પષ્ટ થાય છે કે કોઈ પણ તત્ત્વના ગુણધર્મ તેના પરમાણ્વીય-ક્રમાંક પર આધારિત હોય છે નહિ કે તેના સાપેક્ષ પરમાણ્વીય-દળ પર.

3.6 ઇલેક્ટ્રોનીય રચના અને તત્ત્વોના પ્રકાર : s-, p-, d-, f- વિભાગો (Electronic Configurations and Types of Elements : s-, p-, d-, f- Blocks)

આઉફબાઉ (ક્રમશઃ ગોઠવણી થવી) સિદ્ધાંત અને પરમાણુઓની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના આવર્તી વર્ગીકરણનો સૈધાંતિક

મુખ્ય લક્ષણોની ચર્ચા કરીશું. આ તત્ત્વો વિશેની વિશેષ ચર્ચા બાદમાં કરીશું. તેમના લક્ષણોની ચર્ચા કરવા માટે જે પારિભાષિક શબ્દોનો ઉપયોગ કરવામાં આવ્યો છે, તેનું વર્ગીકરણ મુદ્દા 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) બાહ્યતમ કક્ષામાં સામાન્ય ઇલેક્ટ્રોનીય રચના ક્રમશઃ ns^1 અને ns^2 છે. આ બંને સમૂહોને આવર્તકોષ્ટકમાં s-વિભાગમાં દર્શાવેલા છે. તેઓ સક્રિય ધાતુઓ

છે. તેમની આયનીકરણ એન્ટાલ્પીનું મૂલ્ય ઓછું હોય છે. આ તત્ત્વો સરળતાપૂર્વક બાહ્યતમ ઇલેક્ટ્રોન ગુમાવીને $1+$ આયન (આલ્કલી ધાતુઓના કિસ્સામાં) કે $2+$ આયન (આલ્કલાઈન અર્થ ધાતુઓના કિસ્સામાં) બનાવે છે. સમૂહમાં ઉપરથી નીચેની તરફ જતા આ ધાતુઓના ધાત્વીય લક્ષણ અને પ્રતિક્રિયાત્મકતામાં વધારો થાય છે. વધુ પ્રતિક્રિયાત્મકતા હોવાના કારણે તેઓ કુદરતમાં શુદ્ધ સ્વરૂપે મળતા નથી. લિથિયમ અને બેરિલિયમ સિવાયના s -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. s -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 બાહ્યતમ ઇલેક્ટ્રોનીય રચના ns^2np^1 થી ns^2np^6 સુધી બદલાતી રહે છે. દરેક આવર્ત ઉમદા વાયુ તત્ત્વની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના ns^2np^6 થી સમાપ્ત થાય છે. ઉમદા વાયુ તત્ત્વોમાં સંયોજકતા કોશની બધી કક્ષકો ઇલેક્ટ્રોનથી પૂર્ણ ભરાયેલી હોય છે. જેમાંથી ઇલેક્ટ્રોનને દૂર કરીને કે ઉમેરીને આ સ્થાયી અવસ્થાને બદલવી બહુ મુશ્કેલ છે. તેથી ઉમદા વાયુ તત્ત્વોની પ્રતિક્રિયાત્મકતા બહુ જ ઓછી હોય છે. ઉમદા વાયુ સમૂહ પહેલા અધાતુઓના રાસાયણિક રીતે બે અગત્યના સમૂહો છે. આ સમૂહો તરીકે 17મા સમૂહના હેલોજન તત્ત્વો (Halogens) અને 16મા સમૂહના ચાલ્કોજન તત્ત્વો (Chalcogens) છે. આ બંને સમૂહોના તત્ત્વો ઉચ્ચ ઋણ ઇલેક્ટ્રોનપ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પી ધરાવે છે. આ તત્ત્વો સરળતાથી અનુક્રમે એક અથવા બે ઇલેક્ટ્રોન સ્વીકારીને ઉમદા વાયુ તત્ત્વ જેવી સ્થાયી ઇલેક્ટ્રોનીય 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 (સંક્રાંતિ 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 ઇલેક્ટ્રોન ભરાવાને આધારે કરી શકાય છે. આ કારણથી જ તેઓ d -વિભાગના તત્ત્વ કહેવાય છે. આ તત્ત્વોની સામાન્ય ઇલેક્ટ્રોનીય રચના $(n-1)d^{1-10}ns^{0-2}$ છે. આ બધા તત્ત્વો ધાતુઓ છે. તેઓ મુખ્યત્વે રંગીન આયન બનાવે છે તથા જુદી જુદી સંયોજકતા (ઓક્સિડેશન અવસ્થા) ધરાવે છે અને અનુચુંબકીય ગુણ દર્શાવે છે. તેઓ કેટલીકવાર ઉદ્દીપક તરીકે પણ વપરાય

છે. જો કે Zn, Cd અને Hgની સામાન્ય ઇલેક્ટ્રોનીય રચના $(n-1)d^{10}ns^2$ હોવા છતાં તે ધાતુઓ સંક્રાંતિ તત્ત્વોના ઘણા લક્ષણો ધરાવતી નથી. d -વિભાગના તત્ત્વો રાસાયણિક રીતે વધુ સક્રિય એવા s -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 ‘સંક્રાંતિ તત્ત્વો’ કહે છે.

3.6.4 f -વિભાગના તત્ત્વો (આંતર સંક્રાંતિ તત્ત્વો) (The f -Block Elements) (Inner-Transition Elements)

આવર્તકોષ્ટકના તળિયે જે બે આડી હરોળમાં તત્ત્વોને રાખવામાં આવ્યા છે તે પૈકીના Ce ($Z = 58$) – Lu ($Z = 71$) તત્ત્વોને લેન્થેનોઈડ્સ અને Th ($Z = 90$) – Lr ($Z = 103$) તત્ત્વોને એક્ટિનોઈડ્સ કહે છે. આ શ્રેણીના તત્ત્વોની ઓળખ તેમની સામાન્ય ઇલેક્ટ્રોનીય રચના $(n-2)f^{1-14}(n-1)d^{0-1}ns^2$ દ્વારા થાય છે. આ તત્ત્વોમાં છેલ્લો ઇલેક્ટ્રોન f -કક્ષકમાં ભરાય છે, જેથી આ બે શ્રેણીના તત્ત્વો f -વિભાગના તત્ત્વો (આંતરસંક્રાંતિ તત્ત્વો) કહેવાય છે. આ બધા તત્ત્વો ધાતુઓ છે. દરેક શ્રેણીમાં તત્ત્વોના ગુણધર્મો લગભગ સમાન હોય છે. એક્ટિનોઈડ શ્રેણીના શરૂઆતના તત્ત્વોની એકથી વધુ સંભવિત ઓક્સિડેશન અવસ્થાઓને કારણે આ તત્ત્વોનું રસાયણવિજ્ઞાન તેમને અનુરૂપ લેન્થેનોઈડ શ્રેણીના તત્ત્વો કરતા વધુ જટિલ હોય છે. એક્ટિનોઈડ શ્રેણીના તત્ત્વો રેડિયોસક્રિય હોય છે. ઘણા એક્ટિનોઈડ તત્ત્વોને કેન્દ્રિય પ્રક્રિયાઓ દ્વારા નેનોગ્રામ કે તેનાથી ઓછા પ્રમાણમાં પ્રાપ્ત કરવામાં આવ્યા છે. આ તત્ત્વોના રસાયણવિજ્ઞાનનો અભ્યાસ પૂર્ણ રીતે થઈ શક્યો નથી. યુરેનિયમ પછીના તત્ત્વોને અનુયુરેનિયમ તત્ત્વો કહેવાય છે.

કોયડો 3.3

પરમાણ્વીય-ક્રમાંક $Z = 117$ અને 120વાળા તત્ત્વોની શોધ હજુ સુધી થઈ શકી નથી. આ તત્ત્વોનું સ્થાન આવર્તકોષ્ટકમાં કયા સમૂહમાં હોવું જોઈએ અને આ બંને તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના શું હશે તે જણાવો.

ઉકેલ :

આકૃતિ 3.2માં દર્શાવ્યા મુજબ સ્પષ્ટ છે કે પરમાણ્વીય-ક્રમાંક $Z = 117$ વાળા તત્ત્વનું સ્થાન આવર્તકોષ્ટકમાં હેલોજન સમૂહ (સમૂહ 17)માં Atની નીચે હશે તથા તેની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના $[Rn]5f^{14}6d^{10}7s^27p^5$ હશે. પરમાણ્વીય-ક્રમાંક $Z = 120$ વાળા તત્ત્વનું સ્થાન સમૂહ 2માં (આલ્કલાઈન અર્થ ધાતુઓ) Raની નીચે હશે તથા તેની ઇલેક્ટ્રોનીય 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 સીઝિયમના ગલનબિંદુ પણ ખૂબ જ નીચાં (અનુક્રમે 303 K અને 302 K છે) છે]. સામાન્ય રીતે ધાતુઓના ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ ઊંચા હોય છે. તેઓ ઉષ્મા સુવાહક અને વીજસુવાહક હોય છે. તેઓ ટિપાઉપણા (હથોડા વડે ટીપાઈને પાતળા પતરા બની શકવાનો ગુણ) અને તણાવપણાનો (જેમાંથી તાર ખેંચાઈ 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 ઉષ્મા 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 જતા 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 ત્રાંસી રીતે આગળ વધતાં તત્ત્વો (દા.ત., સિલિકોન, જર્મેનિયમ, આર્સેનિક, 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

પરમાણ્વીય-ક્રમાંક અને આવર્તકોષ્ટકમાં સ્થાનને ધ્યાનમાં રાખીને નીચે દર્શાવેલા તત્ત્વોને તેમના ધાત્વીય ગુણધર્મોના ચડતા ક્રમમાં 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 ક્રમમાં 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 પ્રતિનિધિ ધાતુ તત્ત્વોના સમૂહમાં (જેમકે આલ્કલી 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 સમજીશું.

3.7.1 ભૌતિક ગુણધર્મોમાં આવર્તી વલણ (Trends in Physical Properties)

તત્ત્વોના અનેક ભૌતિક ગુણધર્મો જેવા કે ગલનબિંદુ, ઉત્કલનબિંદુ, ગલન ઉષ્મા, બાષ્પીભવન ઉષ્મા, પરમાણ્વીકરણ ઊર્જા વગેરે આવર્તી વલણ દર્શાવે છે, પરંતુ અહીં આપણે પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા, આયનીય ત્રિજ્યા, આયનીકરણ એન્ટાલ્પી, ઈલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પી અને વિદ્યુતઋણતામાં આવર્તી વલણોની ચર્ચા કરીશું.

(a) પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા (Atomic Radius)

તમે કલ્પના કરી શકો છો કે દડાની 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 1.2×10^{-10} મીટર હોય છે.) અતિસૂક્ષ્મ છે. વળી, પરમાણુની ચારેબાજુ છવાયેલા ઈલેક્ટ્રોન વાદળની કોઈ સ્પષ્ટ સીમા નક્કી નથી, તેથી પરમાણુનું કદ

ચોક્કસ રીતે માપી શકાતું નથી. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો વ્યક્તિગત પરમાણુનું કદ માપવા કોઈ પ્રાયોગિક પદ્ધતિ નથી. તેમ છતાં સંયુક્ત અવસ્થામાં પરમાણુઓ વચ્ચેના અંતરને જાણવાથી પરમાણ્વીય કદનો અંદાજ કાઢી શકાય છે. એક પ્રાયોગિક માર્ગ એ છે કે સહસંયોજક અણુઓમાં એકલ બંધથી જોડાયેલા બે અધાત્વીય 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 પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા તરીકે લેવામાં આવે છે. ધાતુઓમાં ધાત્વીય ત્રિજ્યાનું મૂલ્ય ધાત્વીય 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 ધાત્વીય ત્રિજ્યા 128 pm વડે દર્શાવાય છે. સરળતા ખાતર આ પુસ્તકમાં આપણે સહસંયોજક ત્રિજ્યા કે ધાત્વીય ત્રિજ્યાને પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા વડે ઓળખીશું પછી તે તત્ત્વ અધાતુ હોય કે ધાતુ હોય. પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા ક્ષ-કિરણ અથવા અન્ય વર્ણપટદર્શકીય (spectroscopic) પદ્ધતિઓ દ્વારા માપી શકાય છે.

કેટલાક તત્ત્વોની પરમાણ્વીય ત્રિજ્યાના મૂલ્યો કોષ્ટક 3.6માં દર્શાવેલા છે. અહીં બે પ્રકારના વલણો સ્પષ્ટ રીતે જોવા મળે છે. જેને આપણે કેન્દ્રિય વીજભાર અને શક્તિસ્તર વડે

સમજાવી શકીએ છીએ. આકૃતિ 3.4(a)માં દર્શાવ્યા મુજબ બીજા આવર્તમાં ડાબીથી જમણી બાજુ તરફ જતા તત્ત્વોના પરમાણ્વીય કદમાં ઘટાડો જોવા મળે છે. આમ થવાનું કારણ એ છે કે એક જ આવર્તમાં રહેલા તત્ત્વોમાં બાહ્યતમ ઇલેક્ટ્રોન એક જ સંયોજકતા કોશમાં હોય છે, પરંતુ પરમાણ્વીય-ક્રમાંક વધવાની સાથે તત્ત્વોમાં અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભાર વધતો જાય છે, તેના પરિણામે બાહ્યતમ ઇલેક્ટ્રોનનું આકર્ષણ કેન્દ્ર તરફ વધતું જાય છે. તેથી પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા ઘટતી જાય છે. આકૃતિ 3.4(b)માં દર્શાવ્યા મુજબ આવર્તકોષ્ટકના એક જ સમૂહ અથવા ઊભા સ્તંભોમાં પરમાણ્વીય-ક્રમાંક વધવાની સાથે પરમાણ્વીય ત્રિજ્યામાં વધારો થાય છે. આલ્કલી ધાતુ સમૂહ અને હેલોજન સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જઈએ તેમ મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક(n)નું મૂલ્ય વધતું જાય છે અને સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોન કેન્દ્રથી દૂર થતા જાય છે. આમ થવાનું કારણ એ છે કે આંતરિક શક્તિ સ્તરો ઇલેક્ટ્રોનથી ભરાયેલા હોય છે, જે ઢાલ સ્વરૂપે બાહ્ય ઇલેક્ટ્રોન પર કેન્દ્રના આકર્ષણને ઘટાડે છે. તેથી પરમાણુનું કદ વધતું જાય છે એટલે કે પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા વધતી જાય છે.

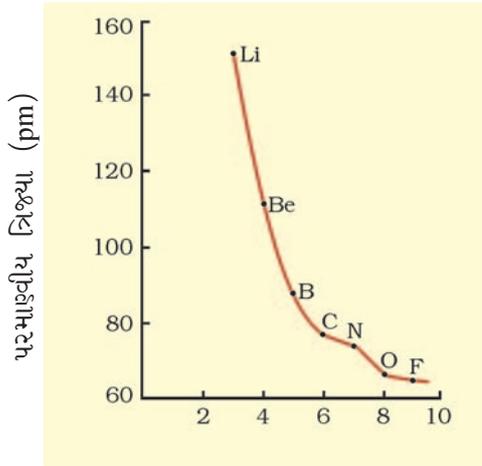
નોંધવા જેવું એ છે કે અહીં ઉમદા વાયુ તત્ત્વોની પરમાણ્વીય ત્રિજ્યાનો વિચાર કરવામાં આવ્યો નથી. તેઓ એકલ પરમાણુ હોવાના કારણે તેમની (અબંધિત ત્રિજ્યા) ત્રિજ્યાનું મૂલ્ય બહુ જ વધારે હોય છે. તેથી ઉમદા વાયુ તત્ત્વોની ત્રિજ્યાની સરખામણી અન્ય તત્ત્વોની સહસંયોજક ત્રિજ્યા સાથે ન કરતા તેઓની વાનુ ડર વાલ્સ ત્રિજ્યા સાથે કરવી જોઈએ.

કોષ્ટક 3.6(a) આવર્તોમાં પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા (pm)

પરમાણુ (આવર્ત II)	Li	Be	B	C	N	O	F
પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા	152	111	88	77	74	66	64
પરમાણુ (આવર્ત III)	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા	186	160	143	117	110	104	99

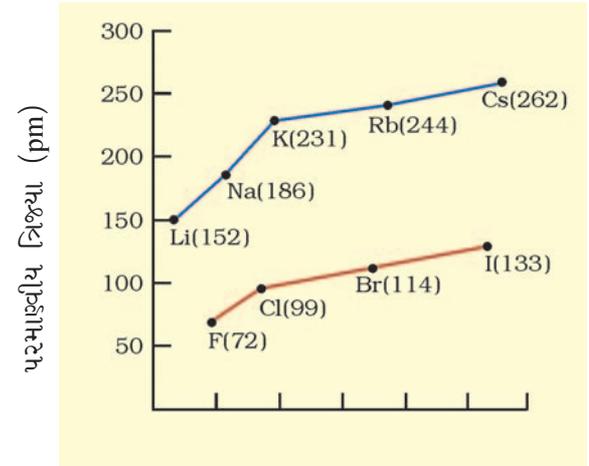
કોષ્ટક 3.6(b) સમૂહોમાં પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા (pm)

પરમાણુ (સમૂહ I)	પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા	પરમાણુ (સમૂહ 17)	પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા
Li	152	F	64
Na	186	Cl	99
K	231	Br	114
Rb	244	I	133
Cs	262	At	140



પરમાણ્વીય-ક્રમાંક (Z)

આકૃતિ 3.4(a) બીજા આવર્તના તત્ત્વોમાં પરમાણ્વીય-ક્રમાંકની સાથે પરમાણ્વીય ત્રિજ્યામાં થતો ફેરફાર



પરમાણ્વીય-ક્રમાંક (Z)

આકૃતિ 3.4(b) આલ્કલી ધાતુ અને હેલોજન સમૂહના તત્ત્વોમાં પરમાણ્વીય-ક્રમાંકની સાથે પરમાણ્વીય ત્રિજ્યામાં થતો ફેરફાર

(b) આયનીય ત્રિજ્યા (Ionic Radius)

સામાન્ય રીતે પરમાણુ ઇલેક્ટ્રોન ગુમાવીને ધન આયન અને ઇલેક્ટ્રોન 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, પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા જેવું જ વલણ દર્શાવે છે. ધન આયન તેના જનક પરમાણુ (parent atom) કરતાં નાનો હોય છે. કારણ કે તેની પાસે ઓછા ઇલેક્ટ્રોન 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 ઇલેક્ટ્રોન ઉમેરાવાના કારણે ઇલેક્ટ્રોન-ઇલેક્ટ્રોન વચ્ચે અપાકર્ષણ વધે છે અને અસરકારક કેન્દ્રીય વીજભાર ઘટે છે. દા.ત., ફ્લોરાઇડ આયન (F⁻)ની આયનીય ત્રિજ્યા 136 pm છે, જ્યારે ફ્લોરિન પરમાણુની પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા માત્ર 64 pm છે. બીજી તરફ સોડિયમ પરમાણુની પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા 186 pm છે, જ્યારે સોડિયમ આયન (Na⁺)ની આયનીય ત્રિજ્યા 95 pm છે.

કેટલાક પરમાણુઓ અને આયનોમાં ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા સમાન જોવા મળે છે. જે સમઇલેક્ટ્રોનીય સ્પીસિઝ* (isoelectronic species) તરીકે ઓળખાય છે. દા.ત., O²⁻, F⁻, Na⁺ અને Mg²⁺ માં ઇલેક્ટ્રોનની 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 ઇલેક્ટ્રોનનું કેન્દ્ર તરફ આકર્ષણ વધારે હોય છે, જ્યારે વધારે ઋણ વીજભાર ધરાવનાર ઋણ આયનની ત્રિજ્યાનું મૂલ્ય વધુ હોય છે, કારણ કે ઇલેક્ટ્રોન-ઇલેક્ટ્રોન 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, Mg²⁺, Al, Al³⁺

ઉકેલ :

એક જ આવર્તમાં ડાબીથી જમણી બાજુ તરફ જતાં પરમાણ્વીય ત્રિજ્યાનું મૂલ્ય ઘટતું જાય છે. ધનાયનનું કદ તેના જનક પરમાણુથી નાનું હોય છે. સમઇલેક્ટ્રોનીય સ્પીસિઝમાં વધારે કેન્દ્રીય વીજભાર ધરાવનાર સ્પીસિઝની ત્રિજ્યા નાની હોય છે.

આમ, મહત્તમ ત્રિજ્યાવાળી સ્પીસિઝ Mg તથા ન્યૂનતમ ત્રિજ્યાવાળી સ્પીસિઝ Al³⁺ થશે.

(c) આયનીકરણ એન્થાલ્પી (Ionization Enthalpy)

તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રોન ગુમાવવાની વૃત્તિના જથ્થાત્મક માપને આયનીકરણ એન્થાલ્પી વડે દર્શાવાય છે. ધરાવવામાં રહેલા મુક્ત વાયુમય તટસ્થ પરમાણુ(X)માંથી એક ઇલેક્ટ્રોન દૂર કરવા માટેની જરૂરી ઊર્જાને આયનીકરણ એન્થાલ્પી કહે છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો તત્ત્વ X માટે પ્રથમ આયનીકરણ

* સમાન સંખ્યામાં પરમાણુઓ, સમાન સંખ્યામાં સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોન અને સમાન બંધારણ ધરાવતી બે કે વધારે સ્પીસિઝમાં સમાવિષ્ટ તત્ત્વો કે જેનો સ્વભાવ ગમે તે હોય.

એન્ટાલ્પી, નીચેના સમીકરણમાં વર્ણવેલ પ્રક્રિયા માટેનો એન્ટાલ્પી ફેરફાર ($\Delta_f H$) છે.

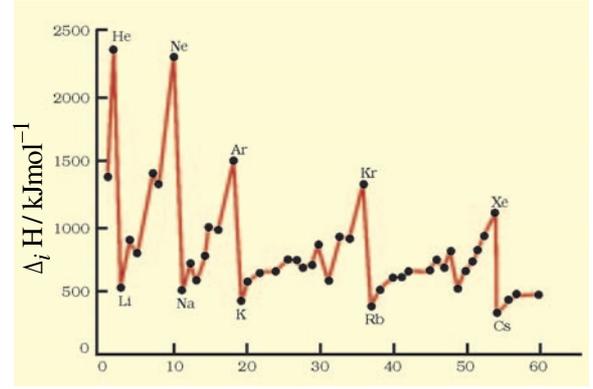


આયનીકરણ એન્ટાલ્પીને kJ mol^{-1} એકમમાં દર્શાવાય છે. તત્વમાંથી બીજો સૌથી નિર્બળ રીતે જોડાયેલો ઇલેક્ટ્રોન દૂર કરવા માટે જરૂરી ઊર્જાને દ્વિતીય આયનીકરણ એન્ટાલ્પી કહે છે. આ એન્ટાલ્પીનું મૂલ્ય રાસાયણિક પ્રક્રિયા (3.2)માં વર્ણવેલ પ્રક્રિયા માટેનો એન્ટાલ્પી ફેરફાર છે.



પરમાણુમાંથી ઇલેક્ટ્રોન દૂર કરવા માટે હંમેશાં ઊર્જાની જરૂર પડે છે. આમ, આયનીકરણ એન્ટાલ્પી હંમેશાં ધન હોય છે. તત્વની દ્વિતીય આયનીકરણ એન્ટાલ્પીનું મૂલ્ય, પ્રથમ આયનીકરણ એન્ટાલ્પી કરતાં વધુ હોય છે. કારણ કે તટસ્થ પરમાણુ કરતાં ધનવીજભારિત આયનમાંથી ઇલેક્ટ્રોનને દૂર કરવો વધુ મુશ્કેલ છે. તે જ રીતે તૃતીય આયનીકરણ એન્ટાલ્પીનું મૂલ્ય દ્વિતીય આયનીકરણ એન્ટાલ્પીના મૂલ્યથી વધારે હોય છે. આમ ત્યાર પછીની આયનીકરણ એન્ટાલ્પીના મૂલ્યો ક્રમશઃ વધતા જાય છે. આયનીકરણ એન્ટાલ્પી વિશે તે કયા સ્તરની છે તેનો નિર્દેશ થયો ન હોય તો તેને પ્રથમ આયનીકરણ એન્ટાલ્પી સમજવી જોઈએ.

આકૃતિ 3.5માં 60 સુધીના પરમાણ્વીય-ક્રમાંકવાળા તત્વો માટે પ્રથમ આયનીકરણ એન્ટાલ્પીના મૂલ્યો આલેખ સ્વરૂપે દર્શાવેલા છે. આલેખમાં આવર્તિતા અનિયમિત છે. આ આકૃતિથી એ સ્પષ્ટ થાય છે કે આલેખમાં આયનીકરણ એન્ટાલ્પીના મહત્તમ મૂલ્યો ઉમદા વાયુ તત્વોના છે, જે ઇલેક્ટ્રોનથી પૂર્ણ ભરાયેલી કક્ષક ધરાવે છે. એટલે કે સ્થાયી ઇલેક્ટ્રોનીય રચના ધરાવે છે. બીજી બાજુ આલેખમાં

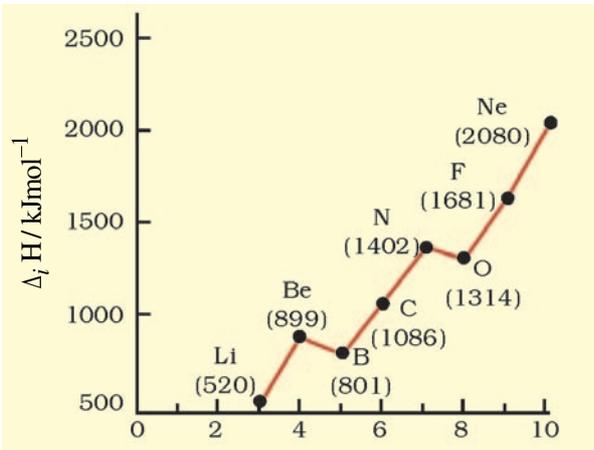


પરમાણ્વીય-ક્રમાંક (Z)

આકૃતિ 3.5 1 થી 60 સુધીના પરમાણ્વીય-ક્રમાંકવાળા તત્વોમાં પરમાણ્વીય-ક્રમાંકની સાથે પ્રથમ આયનીકરણ એન્ટાલ્પી ($\Delta_f H$)માં થતો ફેરફાર

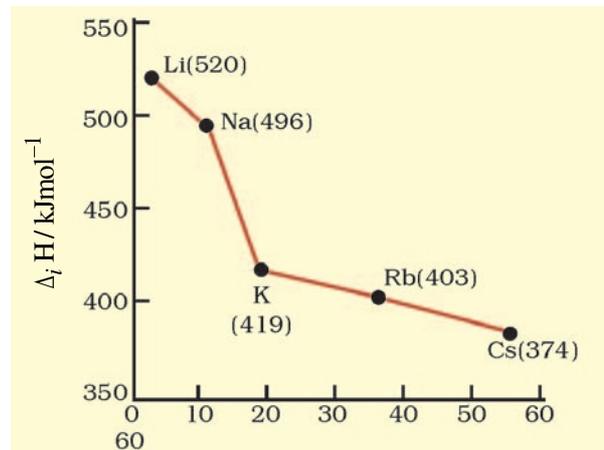
આયનીકરણ એન્ટાલ્પીના ન્યૂનતમ મૂલ્યો આલ્કલી ધાતુઓના છે. આ ધાતુઓના આયનીકરણ એન્ટાલ્પીના મૂલ્યો નીચાં હોય છે, તેથી તેઓ વધુ પ્રતિક્રિયાત્મકતા ધરાવે છે. આ ઉપરાંત તમે બે પ્રકારના વલણો જોઈ શકશો. જેમકે આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતાં પ્રથમ આયનીકરણ એન્ટાલ્પીનું મૂલ્ય વધે છે, જ્યારે સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જઈએ છીએ ત્યારે પ્રથમ આયનીકરણ એન્ટાલ્પીનું મૂલ્ય ઘટે છે. આ વલણોને આકૃતિ 3.6(a) અને 3.6(b)માં અનુક્રમે બીજા આવર્તના તત્વો માટે અને પ્રથમ સમૂહના તત્વો માટે સારી રીતે સમજાવેલા છે. તમે પણ આ વાતને સમર્થન આપશો કે તત્વોની આયનીકરણ એન્ટાલ્પી અને પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા એકબીજા સાથે ગાઢ રીતે સંકળાયેલા ગુણધર્મો છે. આ વલણોને સમજવા માટે આપણે બે બાબતોને ધ્યાનમાં લેવી પડશે :

(i) ઇલેક્ટ્રોનનું કેન્દ્ર તરફનું આકર્ષણ (ii) ઇલેક્ટ્રોન-ઇલેક્ટ્રોન વચ્ચેનું અપાકર્ષણ. તત્વોમાં અંદરની કક્ષામાં આવેલા ઇલેક્ટ્રોન,



પરમાણ્વીય-ક્રમાંક (Z)

3.6 (a)



પરમાણ્વીય-ક્રમાંક (Z)

3.6 (b)

આકૃતિ 3.6(a) બીજા આવર્તના તત્વોની પ્રથમ આયનીકરણ એન્ટાલ્પીનું મૂલ્ય ($\Delta_f H$) તેમના પરમાણ્વીય-ક્રમાંકનું (Z) વિધેય છે.

આકૃતિ 3.6(b) આલ્કલી ધાતુની પ્રથમ આયનીકરણ એન્ટાલ્પીનું મૂલ્ય ($\Delta_f H$) તેમના પરમાણ્વીય-ક્રમાંકનું (Z) વિધેય છે.

કેન્દ્ર અને સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોન વચ્ચે આવેલા હોવાથી તે સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોનને કેન્દ્રથી પરિરક્ષિત (shielded) કે આવરિત (screened) કરે છે. આ અસરને શીલ્ડિંગ (shielding) કે સ્ક્રીનિંગ (screening) અસર કહે છે. શીલ્ડિંગ અસરને કારણે પરમાણુના સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોન માટે અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભાર કેન્દ્રમાં રહેલા વાસ્તવિક કેન્દ્રિય વીજભારથી ઓછો થાય છે. દા.ત., લિથિયમની $2s$ કક્ષકના ઇલેક્ટ્રોન તેની અંદરની કક્ષક $1s$ ના ઇલેક્ટ્રોન દ્વારા કેન્દ્ર તરફના આકર્ષણ માટે આવરિત થયેલા છે. તેથી લિથિયમના સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોન માટે અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભારનું મૂલ્ય વાસ્તવિક કેન્દ્રિય વીજભાર $+3$ કરતાં ઓછું માલૂમ પડે છે. શીલ્ડિંગ અસરની અસરકારકતા વધારે ત્યારે હોય છે, જ્યારે પરમાણુની આંતરિક કક્ષાઓ સંપૂર્ણ ભરાયેલી હોય. આ પ્રકારની સ્થિતિ આલ્કલી ધાતુઓમાં જોવા મળે છે, જેમાં બાહ્યતમ કક્ષા ns માં એક જ ઇલેક્ટ્રોન હોય છે અને તેની અંદરની કક્ષામાં ઉમદા વાયુ તત્ત્વની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના હોય છે.

જ્યારે આપણે બીજા આવર્તમાં લિથિયમથી ફ્લોરિન તરફ જઈએ છીએ ત્યારે ક્રમશઃ ઇલેક્ટ્રોન એક જ મુખ્ય શક્તિ સ્તરમાં જ ઉમેરાતો જાય છે, તથા આંતરિક ભરાયેલી કક્ષા દ્વારા શીલ્ડિંગ અસરમાં એટલો વધારો નથી થતો કે તે ઇલેક્ટ્રોનના કેન્દ્ર તરફના વધતા આકર્ષણને સરભર કરી શકે. આવી પરિસ્થિતિમાં અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભાર દ્વારા બાહ્યતમ ઇલેક્ટ્રોન પર લાગુ પડતી આકર્ષણ અસર તેના પર લાગુ પડતી શીલ્ડિંગ અસર કરતાં વધી જાય છે. તેથી બાહ્યતમ ઇલેક્ટ્રોન 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 બાહ્યતમ ઇલેક્ટ્રોન કેન્દ્રથી વધુ દૂર જતાં જાય છે તથા આંતરિક ઇલેક્ટ્રોનના કારણે કેન્દ્ર પર શીલ્ડિંગ અસર વધુ હોય છે. આવી પરિસ્થિતિમાં સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભારની સરખામણીમાં શીલ્ડિંગ અસર વધુ મહત્ત્વની બની જાય છે. તેથી બાહ્યતમ ઇલેક્ટ્રોનને 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 મુખ્ય શક્તિ સ્તરનો વિચાર કરીએ તો s -ઇલેક્ટ્રોન, p -ઇલેક્ટ્રોનની સરખામણીમાં કેન્દ્ર તરફ વધુ આકર્ષાય છે. બેરિલિયમમાં આયનીકરણથી દૂર કરવાનો થતો ઇલેક્ટ્રોન s -ઇલેક્ટ્રોન છે, જ્યારે બોરોનમાં આયનીકરણથી

દૂર કરવાનો થતો ઇલેક્ટ્રોન 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 શીલ્ડિંગ 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 ઓક્સિજન તથા નાઈટ્રોજનની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીના મૂલ્યોમાં જોવા મળે છે. ઓક્સિજનની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય નાઈટ્રોજનની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીના મૂલ્ય કરતાં ઓછું છે. આમ થવાનું કારણ એ છે કે નાઈટ્રોજનના ત્રણેય બાહ્યતમ $2p$ -ઇલેક્ટ્રોન જુદી જુદી p -કક્ષકોમાં વિતરિત થયેલા છે (હુંડના નિયમ મુજબ). જ્યારે ઓક્સિજનના ચારેય $2p$ -ઇલેક્ટ્રોનમાંથી બે ઇલેક્ટ્રોન એક જ $2p$ -કક્ષકમાં ભરાય છે. તેથી ઇલેક્ટ્રોન-ઇલેક્ટ્રોન અપાકર્ષણ વધી જાય છે. પરિણામે નાઈટ્રોજનના ત્રણ $2p$ -ઇલેક્ટ્રોનમાંથી એક ઇલેક્ટ્રોન દૂર કરવા કરતા ઓક્સિજનના ચાર $2p$ -ઇલેક્ટ્રોનમાંથી ચોથો ઇલેક્ટ્રોન દૂર કરવો વધુ સરળ છે.

કોયડો 3.6

ત્રીજા આવર્તના તત્ત્વો Na, Mg અને Si ની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી $\Delta_f H$ નું મૂલ્ય ક્રમશઃ 496, 737 અને 786 kJ mol⁻¹ છે. અનુમાન કરો કે એલ્યુમિનિયમની પ્રથમ $\Delta_f H$ નું મૂલ્ય 575 કે 760 kJ mol⁻¹ માંથી કોની વધુ નજીક હશે ? તમારા ઉત્તરનું વાજબીપણું ચર્ચો.

ઉકેલ :

તે 575 kJ mol⁻¹ની વધુ નજીક હશે. એલ્યુમિનિયમનું મૂલ્ય, મેનેશિયમના મૂલ્યથી ઓછું હોવું જોઈએ. કારણ કે કેન્દ્રથી $3p$ -ઇલેક્ટ્રોન $3s$ -ઇલેક્ટ્રોન દ્વારા શીલ્ડિંગ અસર અનુભવે છે.

(d) ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી (Electron Gain Enthalpy)

જ્યારે વાયુરૂપ તટસ્થ પરમાણુમાં (X) એક ઇલેક્ટ્રોન દાખલ થઈને ઋણ આયન બને છે ત્યારે થતાં એન્થાલ્પી ફેરફારને ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી ($\Delta_{eg} H$) કહે છે. સમીકરણ 3.3માં દર્શાવ્યા મુજબ આ એન્થાલ્પી તે મૂલ્ય દર્શાવે છે કે પરમાણુ કેટલી સરળતાથી ઇલેક્ટ્રોન સ્વીકારીને ઋણ આયન બની શકે છે.



પરમાણુ દ્વારા ઇલેક્ટ્રોન ગ્રહણ કરવાની પ્રક્રિયા ઉષ્માક્ષેપક હશે કે ઉષ્માશોષક હશે તે તત્ત્વના સ્વભાવ પર આધાર રાખે છે. ઘણા તત્ત્વ જ્યારે ઇલેક્ટ્રોન ગ્રહણ કરે છે ત્યારે ઊર્જા મુક્ત થાય

કોષ્ટક 3.7 કેટલાંક પ્રતિનિધિ તત્વોનાં ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પીના 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 ઇલેક્ટ્રોનપ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પી ઋણ હોય છે. દા.ત., સમૂહ 17ના તત્વો(હેલોજન)ની ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પીનું મૂલ્ય ઘણું વધારે ઋણ હોય છે. તેનું કારણ એ છે કે તેઓ માત્ર એક જ ઇલેક્ટ્રોન સ્વીકારીને સ્થાયી ઉમદા વાયુ તત્વની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના પ્રાપ્ત કરે છે. આ જ પ્રમાણે ઉમદા વાયુ તત્વોની ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પીનું મૂલ્ય ઘણું વધારે ધન હોય છે. કારણ કે નવો ઇલેક્ટ્રોન દાખલ થાય છે ત્યારે તેને હાલના મુખ્ય શક્તિસ્તર કરતાં પછીના મુખ્ય શક્તિસ્તરમાં પ્રવેશવું પડે છે, જે વધુ અસ્થાયી ઇલેક્ટ્રોનીય રચના હોય છે. અહીં નોંધનીય છે કે આવર્તકોષ્ટકમાં ઉમદા વાયુ તત્વોની અગાઉ જમણી બાજુ ઉપરની તરફ ગોઠવાયેલા તત્વો માટે ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પીનું મૂલ્ય ઘણું વધારે ઋણ હોય છે.

આયનીકરણ એન્ટાલ્પીની સરખામણીમાં ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પીમાં પરિવર્તનનો ક્રમ ઓછો નિયમિત છે. સામાન્ય નિયમ મુજબ આવર્તકોષ્ટકમાં આવર્તમાં જ્યારે ડાબીથી જમણી તરફ જઈએ ત્યારે વધતા જતા પરમાણ્વીય-ક્રમાંકની સાથે ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પી વધુ ઋણ થતી જાય છે. આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતા અસરકારક કેન્દ્રિય વીજભારમાં વધારો થાય છે. તેથી નાના પરમાણુમાં ઇલેક્ટ્રોન જોડાવાનું સરળ બને છે. કારણ કે દાખલ થયેલો ઇલેક્ટ્રોન ધનવીજભારિત કેન્દ્રની નજીક હોય છે. સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પીનું મૂલ્ય ઓછું ઋણ થતું જાય છે. કારણ કે પરમાણ્વીય કદ વધે છે અને દાખલ થયેલો ઇલેક્ટ્રોન કેન્દ્રથી દૂર હોય છે. સામાન્ય રીતે આવર્તકોષ્ટકમાં આ પ્રકારનું વલણ જોવા મળે છે (કોષ્ટક 3.7). અહીં એ નોંધવા જેવું છે કે ઓક્સિજન અને ફ્લોરિનની ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પીનું મૂલ્ય તેમના સમૂહમાં તેમની પછી આવેલા તત્વો કરતાં ઓછું ઋણ

જોવા મળે છે. આમ થવાનું કારણ જ્યારે ઓક્સિજન અને ફ્લોરિનમાં ઇલેક્ટ્રોન પ્રવેશે ત્યારે ઉમેરાયેલ ઇલેક્ટ્રોન નીચા શક્તિ સ્તર ($n = 2$)માં જાય છે. જ્યાં તેનું અગાઉથી હાજર રહેલા ઇલેક્ટ્રોન સાથે વિશેષ અપાકર્ષણ થાય છે, જ્યારે ઊંચા શક્તિસ્તરમાં ($n = 3$) (S અથવા Cl માટે) પ્રવેશેલ ઇલેક્ટ્રોનને અવકાશમાં મોટો વિસ્તાર મળે છે, તેથી ત્યાં ઇલેક્ટ્રોન-ઇલેક્ટ્રોન વચ્ચે અપાકર્ષણ ઘણું ઓછું હોય છે.

કોયડો 3.7

P, S, Cl અને F માં કોની ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પીનું મૂલ્ય સૌથી વધુ ઋણ અને કોનું સૌથી ઓછું ઋણ હશે ? સમજાવો.

ઉકેલ :

આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતાં ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પી વધુ ઋણ તથા સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતા ઓછી ઋણ જોવા મળે છે. $3p$ -કક્ષકમાં ઇલેક્ટ્રોન ઉમેરાય છે, તેના કરતાં $2p$ -કક્ષકમાં ઇલેક્ટ્રોન ઉમેરાય છે ત્યારે ઇલેક્ટ્રોન-ઇલેક્ટ્રોન વચ્ચેનું અપાકર્ષણ વધુ જોવા મળે છે. તેથી ક્લોરિનની ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પીનું મૂલ્ય સૌથી વધુ ઋણ હશે અને ફોસ્ફરસની ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પીનું મૂલ્ય સૌથી ઓછું ઋણ હશે.

(e) વિદ્યુતઋણતા (Electronegativity)

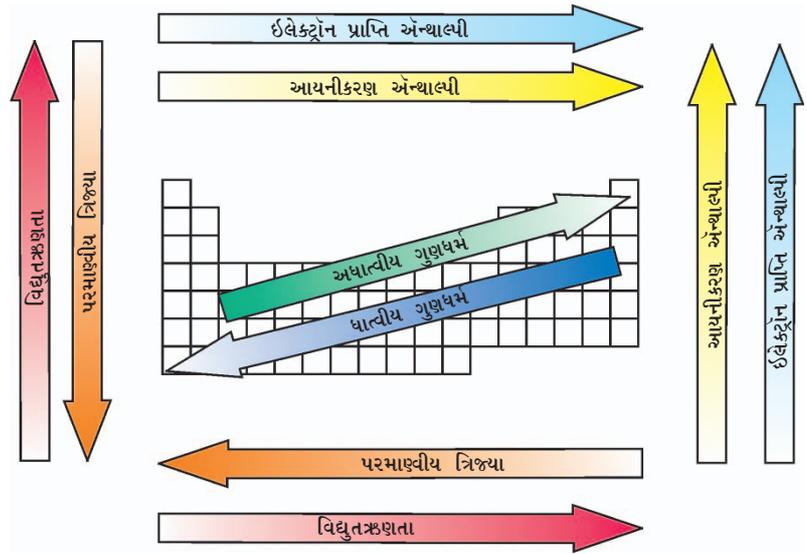
રાસાયણિક સંયોજનમાં સહસંયોજક બંધના ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મને પોતાની તરફ આકર્ષિત કરવાની પરમાણુની ક્ષમતાના ગુણાત્મક માપને વિદ્યુતઋણતા કહે છે. વિદ્યુતઋણતાને આયનીકરણ એન્ટાલ્પી અને ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પીની જેમ માપી શકાતી નથી. તેમ છતાં તત્વની વિદ્યુતઋણતા

* ઘણા પુસ્તકોમાં રાસાયણિક પ્રક્રિયા 3.3માં દર્શાવેલા એન્ટાલ્પી ફેરફારના ઋણ મૂલ્યને ઇલેક્ટ્રોન બંધુતા (Electron Affinity) (A_e) સ્વરૂપે વ્યાખ્યાયિત કરવામાં આવ્યું છે. પરમાણુ દ્વારા ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્ત થવાને કારણે જ્યારે ઊર્જા મુક્ત થાય છે ત્યારે ઇલેક્ટ્રોન બંધુતાને ધન સ્વરૂપે દર્શાવવામાં આવે છે જે ઉષ્માગતિશાસ્ત્રની પ્રણાલિકા વિરુદ્ધ છે. જો કોઈ પરમાણુને ઇલેક્ટ્રોન આપવા માટે બહારથી ઊર્જા આપવી પડે છે, ત્યારે ઇલેક્ટ્રોન બંધુતાને ઋણ મૂલ્ય તરીકે દર્શાવાય છે. ઇલેક્ટ્રોન બંધુતાને નિરપેક્ષ શૂન્ય પર વ્યાખ્યાયિત કરવામાં આવે છે. તેથી કોઈ પણ તાપમાને (T) પ્રક્રિયાકો અને નીપજનો ઉષ્માક્ષમતા 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 વ્યાપક રીતે વપરાય છે. 1922માં અમેરિકન વૈજ્ઞાનિક પાઉલિંગે ફ્લોરિનને ઇલેક્ટ્રોન આકર્ષવાની સૌથી વધુ ક્ષમતાવાળું ગણી, પોતાની રીતે ફ્લોરિનની વિદ્યુત્ક્રમણતાનું મૂલ્ય 4.0 સૂચવ્યું હતું. કેટલાક તત્ત્વોની વિદ્યુત્ક્રમણતાના મૂલ્યો કોષ્ટક 3.8(a)માં દર્શાવ્યા છે.

વિદ્યુત્ક્રમણતા કોઈ આપેલા તત્ત્વ માટે અચળ હોતી નથી; તેનું મૂલ્ય એ બાબત પર આધાર રાખે છે કે તે બીજા કયા 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 વિદ્યુત્ક્રમણતા આવર્તકોષ્ટકમાં આવર્તમાં ડાબીથી જમણી બાજુ તરફ જતા (લિથિયમથી ફ્લોરિન તરફ) વધે છે તથા સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતા (ફ્લોરિનથી એસ્ટેટાઈન તરફ) ઘટે છે. આ વલણને કેવી રીતે સમજાવી શકાય ?



આકૃતિ 3.7 આવર્તકોષ્ટકમાં તત્ત્વોના આવર્તી વલણો

કોષ્ટક 3.8(a) આવર્તમાં વિદ્યુત્ક્રમણતાનું મૂલ્ય (પાઉલિંગ માપકમ મુજબ)

પરમાણુ (આવર્ત II)	Li	Be	B	C	N	O	F
વિદ્યુત્ક્રમણતા	1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
પરમાણુ (આવર્ત III)	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
વિદ્યુત્ક્રમણતા	0.9	1.2	1.5	1.8	2.1	2.5	3.0

કોષ્ટક 3.8(b) સમૂહમાં વિદ્યુત્ક્રમણતાનું મૂલ્ય (પાઉલિંગ માપકમ મુજબ)

પરમાણુ (સમૂહ I)	વિદ્યુત્ક્રમણતા મૂલ્ય	પરમાણુ (સમૂહ 17)	વિદ્યુત્ક્રમણતા 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

વિદ્યુતઋણતા અને પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા વચ્ચેના સંબંધ જાણ્યા બાદ શું તમે વિદ્યુતઋણતા અને અધાતુઓ વચ્ચેના સંબંધની કલ્પના કરી શકો છો ?

અધાતુ તત્વોમાં ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિનું વલણ પ્રબળ હોય છે. તેથી વિદ્યુતઋણતાનો સીધો સંબંધ તત્વોના અધાત્વીય ગુણધર્મો સાથે છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો વિદ્યુતઋણતાનો વ્યસ્ત સંબંધ તત્વોના ધાત્વીય ગુણધર્મો સાથે છે. આમ, આવર્તકોષ્ટકમાં આવર્તમાં તત્વોની વિદ્યુતઋણતા વધવાની સાથે તત્વોનો અધાત્વીય ગુણધર્મ વધે છે (ધાત્વીય ગુણધર્મ ઘટે છે). તે જ પ્રમાણે સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં તત્વોની વિદ્યુતઋણતા ઘટવાની સાથે તત્વોનો અધાત્વીય ગુણધર્મ ઘટે છે (ધાત્વીય 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 વિકર્ણિય સંબંધ, નિષ્ક્રિય યુગ્મ અસર, લેન્થેનોઇડ સંકોચનની અસરો વગેરે પછીના એકમોમાં જે-તે સમૂહની ચર્ચામાં સમજાવેલા છે. અહીં આપણે તત્વોની સંયોજકતામાં આવર્તિતા તથા બીજા આવર્તમાં (લિથિયમથી ફ્લોરિન સુધી) અસામાન્ય ગુણધર્મોનો અભ્યાસ કરીશું.

(a) સંયોજકતા અથવા ઓક્સિડેશન અવસ્થાની આવર્તિતા (Periodicity of Valence or Oxidation States)

સંયોજકતા તત્વનો અતિલાક્ષણિક ગુણધર્મ છે, જે તત્વની ઇલેક્ટ્રોનીય રચનાના આધારે વધુ સરળતાથી સમજી શકાય છે. પ્રતિનિધિ તત્વોની સંયોજકતા સામાન્ય રીતે (જો કે આવશ્યક નથી) બાહ્યતમ કક્ષામાં રહેલા ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા જેટલી અથવા ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યાને 8માંથી બાદ કરતાં મળતી સંખ્યા જેટલી હોય છે જે નીચે દર્શાવેલ છે.

હાલમાં સંયોજકતા માટે ઓક્સિડેશન અવસ્થા શબ્દ ઘણી વાર વપરાય છે. ઓક્સિજન પરમાણુવાળા બે સંયોજનો OF_2 અને Na_2O ને ધ્યાનમાં લઈએ. આ સંયોજનોમાં રહેલા તત્વોની વિદ્યુતઋણતાનો ક્રમ $F > O > Na$ છે. ફ્લોરિન પરમાણુની બાહ્યતમ કક્ષાની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના $2s^2 2p^5$ છે. OF_2 અણુમાં ફ્લોરિનનો પ્રત્યેક પરમાણુ એક ઇલેક્ટ્રોનની ભાગીદારી

ઓક્સિજન પરમાણુ સાથે કરે છે. ફ્લોરિન પરમાણુ વધુ વિદ્યુતઋણમય હોવાથી તેની ઓક્સિડેશન અવસ્થા -1 થાય છે. આ અણુમાં બે ફ્લોરિન પરમાણુઓ છે, ઓક્સિજનની બાહ્યતમ કક્ષાની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના $2s^2 2p^4$ છે. અહીં ઓક્સિજન પરમાણુ બે ઇલેક્ટ્રોનની ભાગીદારી ફ્લોરિન પરમાણુ સાથે કરે છે. તેથી ઓક્સિજનની ઓક્સિડેશન અવસ્થા $+2$ છે. Na_2O માં ઓક્સિજન વધુ વિદ્યુતઋણમય હોવાના કારણે સોડિયમના બે પરમાણુઓ પાસેથી એક-એક એમ બે ઇલેક્ટ્રોન સ્વીકારે છે. તેથી તેની ઓક્સિડેશન અવસ્થા -2 છે, જ્યારે સોડિયમ તેની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના $3s^1$ માંથી એક ઇલેક્ટ્રોન ગુમાવે છે તેથી તે $+1$ ઓક્સિડેશન અવસ્થા દર્શાવે છે. ચોક્કસ સંયોજનોમાં રહેલા તત્વની ઓક્સિડેશન અવસ્થા અણુમાં રહેલા અન્ય પરમાણુઓની વિદ્યુતઋણતાને અનુરૂપ પરમાણુઓએ પ્રાપ્ત કરેલ વીજભાર છે.

કોયડો 3.8

આવર્તકોષ્ટકનો ઉપયોગ કરી નીચે જણાવેલ જોડીમાં દર્શાવેલા તત્વોના સંયોજકતાથી બનતા સંયોજનોના આણ્વીય સૂત્રની આગાહી કરો. (a) સિલિકોન અને બ્રોમિન (b) એલ્યુમિનિયમ અને સલ્ફર.

ઉકેલ :

- (a) સિલિકોન આવર્તકોષ્ટકનું 14માં સમૂહનું તત્વ છે. જેની સંયોજકતા 4 છે, જ્યારે બ્રોમિન 17માં સમૂહનો (હેલોજન સમૂહ) સભ્ય છે, જેની સંયોજકતા 1 છે. તેથી બનતા સંયોજનનું આણ્વીય 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 આણ્વીય સૂત્ર Al_2S_3 હશે.

તત્વોની સંયોજકતામાં (હાઈડ્રોઇડ અને ઓક્સાઇડ) જોવા મળતાં કેટલાંક આવર્તી વલણો કોષ્ટક 3.9માં દર્શાવેલા છે. તત્વોના રાસાયણિક વર્તનમાં જોવા મળતા આ પ્રકારના આવર્તી વલણોની ચર્ચા આ પુસ્તકમાં અન્યત્ર પણ કરવામાં

સમૂહ	1	2	13	14	15	16	17	18
સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા	1	2	3	4	5	6	7	8
સંયોજકતા	1	2	3	4	3,5	2,6	1,7	0,8

કોષ્ટક 3.9 સંયોજનોના સૂત્રોમાં દર્શાવવામાં આવેલા તત્ત્વોની સંયોજકતામાં આવર્તી વલણ

સમૂહ	1	2	13	14	15	16	17
હાઈડ્રાઈડના 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 સંક્રાંતિ તત્ત્વો અને એક્ટિનોઈડ તત્ત્વોનો વિશિષ્ટ ગુણધર્મ છે જેનો અભ્યાસ આપણે બાદમાં કરીશું.

(b) દ્વિતીય આવર્તના તત્ત્વોના અનિયમિત (વિસંગત) ગુણધર્મો (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 સભ્યોથી અનેક બાબતોમાં જુદા પડે છે. દા.ત., લિથિયમ, અન્ય આલ્કલી ધાતુઓથી તથા બેરિલિયમ, અન્ય આલ્કલાઈન અર્થ ધાતુઓથી જુદા સંયોજનો (સહસંયોજક) બનાવે છે, જ્યારે અન્ય સભ્યો મુખ્યત્વે આયનીય સંયોજનો બનાવે છે. વાસ્તવમાં લિથિયમ અને બેરિલિયમ તે પછીના સમૂહના બીજા ક્રમના તત્ત્વ એટલે કે અનુક્રમે મેગ્નેશિયમ અને

એલ્યુમિનિયમ સાથે વધુ સામ્યતા ધરાવે છે. આવર્તી ગુણધર્મોમાં જોવા મળતી આ પ્રકારની સામ્યતાને 'વિકર્ણ સંબંધ' તરીકે ઓળખવામાં આવે છે.

s- 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 વિદ્યુતઋણતા છે. વધુમાં સમૂહમાં પ્રથમ સભ્ય માટે માત્ર ચાર સંયોજકતા કક્ષકો (2*s* અને 2*p*) બંધ બનાવવા માટે પ્રાપ્ય હોય છે, જ્યારે સમૂહોના બીજા ક્રમના સભ્ય માટે 9 સંયોજકતા કક્ષકો (3*s*, 3*p*, 3*d*) પ્રાપ્ય હોય છે. પરિણામે દરેક સમૂહના પ્રથમ સભ્ય માટે મહત્તમ ચાર સહસંયોજકતા હોય છે. (દા.ત., બોરોન માત્ર [BF₄]⁻ બનાવી શકે છે, જ્યારે સમૂહના અન્ય સભ્યો પોતાના સંયોજકતા કોશમાં ચાર કરતા વધારે ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મોને

સમાવી શકે છે. દા.ત., એલ્યુમિનિયમ [AlF₆]³⁻ બનાવે છે). વિશેષમાં *p*-વિભાગના તત્ત્વોમાં સમૂહોના પ્રથમ સભ્ય પોતાની સાથે (દા.ત., C = C, C ≡ C, N = N, N ≡ N) તેમજ દ્વિતીય આવર્તના અન્ય સભ્યો સાથે (દા.ત., C = O, C = N, C ≡ N, N = O) *p*_π-*p*_π બંધ બનાવવાની પ્રબળ ક્ષમતા ધરાવે છે. જ્યારે સમૂહોના અન્ય તત્ત્વો આવું કરી શકતા નથી.

ગુણધર્મો	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	

કોયડો 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 રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા (Periodic Trends and Chemical Reactivity)

આપણે કેટલાક મૂળભૂત ગુણધર્મો જેવા કે પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા, આયનીય ત્રિજ્યા, આયનીકરણ એન્થાલ્પી, ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી અને સંયોજકતા વગેરેમાં આવર્તિવલણોનો અભ્યાસ કર્યો છે. અત્યાર સુધી આપણે તે જાણતા હતા કે આવર્તિતાને ઇલેક્ટ્રોનીય રચના સાથે સંબંધ છે એટલે કે ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મ તત્વોની ઇલેક્ટ્રોનીય રચનાની અભિવ્યક્તિ છે. હવે આપણે તત્વોના આ મૂળભૂત ગુણધર્મો અને તેમની પ્રતિક્રિયાત્મકતા વચ્ચેનો સંબંધ શોધવાનો પ્રયત્ન કરીશું.

આપણે જાણીએ છીએ કે આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતાં પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા અને આયનીય ત્રિજ્યા ઘટતી જાય છે. પરિણામે આવર્તમાં આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય સામાન્ય રીતે વધતું જાય છે (કેટલાક અપવાદોને છોડીને, જેનું વર્ણન મુદ્દા નં. 3.7.1(a)માં કર્યું છે) તથા ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી વધુ ઋણ બનતી જાય છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો આવર્તમાં સૌથી ડાબી બાજુ રહેલા તત્વની આયનીકરણ એન્થાલ્પી સૌથી ઓછી અને જમણી બાજુ રહેલા તત્વની ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી સૌથી વધુ ઋણ છે. (નોંધ : ઉમદા વાયુ તત્વોમાં કક્ષા સંપૂર્ણ ભરાયેલી હોય છે. તેથી તેમની ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય ધન હોય છે). તેથી આવર્તકોષ્ટકમાં બંને છેડે સૌથી વધુ અને મધ્યમાં સૌથી ઓછી પ્રતિક્રિયાત્મકતા હોય છે. આમ, સૌથી ડાબી બાજુના તત્વો (આલ્કલી ધાતુઓ) ઇલેક્ટ્રોન ગુમાવીને ધન આયન બનાવીને મહત્તમ રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા દર્શાવે છે અને સૌથી જમણી બાજુના તત્વો (હેલોજન સમૂહ) ઇલેક્ટ્રોન મેળવીને ઋણ આયન બનાવીને મહત્તમ રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા દર્શાવે છે. આ ગુણધર્મનો સંબંધ તત્વોની રિડક્શન અને ઓક્સિડેશન વર્તણૂક સાથે કરીશું, જે તમે આગળ ઉપર શીખશો. તત્વના ધાત્વીય અને અધાત્વીય ગુણધર્મ સાથે તેનો સીધો સંબંધ છે. આવર્તમાં

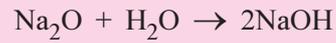
ડાબીથી જમણી તરફ જતા ધાત્વીય ગુણધર્મમાં ઘટાડો અને અધાત્વીય ગુણધર્મમાં વધારો થાય છે. તત્વોની રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા તેમની ઓક્સિજન અને હેલોજન સાથે પ્રક્રિયા કરીને દર્શાવી શકાય છે. અહીં આપણે તત્વોની માત્ર ઓક્સિજન સાથે પ્રક્રિયાનો વિચાર કરીશું. આવર્તના બંને છેડે રહેલા તત્વો ઓક્સિજન સાથે સરળતાથી પ્રક્રિયા કરી ઓક્સાઇડ બનાવે છે. સૌથી ડાબી બાજુના તત્વોના સામાન્ય ઓક્સાઇડ સૌથી વધુ બેઝિક હોય છે (દા.ત., Na_2O) અને સૌથી જમણી બાજુના તત્વોના ઓક્સાઇડ સૌથી વધુ એસિડિક હોય છે. (દા.ત., Cl_2O_7) તથા મધ્યમાં રહેલા તત્વોના ઓક્સાઇડ ઊભયધર્મી (દા.ત., Al_2O_3 , As_2O_3) અથવા તટસ્થ (દા.ત., CO , NO , N_2O) હોય છે. ઊભયધર્મી ઓક્સાઇડ બેઈઝ સાથે એસિડિક તરીકે અને એસિડ સાથે બેઝિક તરીકે વર્તે છે, જ્યારે તટસ્થ ઓક્સાઇડ એસિડિક કે બેઝિક હોતા નથી.

કોયડો 3.10

પાણી સાથેની રાસાયણિક પ્રક્રિયાથી દર્શાવો કે Na_2O બેઝિક ઓક્સાઇડ અને Cl_2O_7 એસિડિક ઓક્સાઇડ છે.

ઉકેલ :

Na_2O પાણી સાથે પ્રક્રિયા કરીને પ્રબળ બેઈઝ 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 તત્વોની સરખામણીમાં સંક્રાંતિ તત્વોની (3d શ્રેણી) પરમાણ્વીય ત્રિજ્યામાં થતો ફેરફાર બહુ જ ઓછો જોવા મળે છે. પરમાણ્વીય ત્રિજ્યામાં થતો ફેરફાર આંતરસંક્રાંતિ તત્વો (4f શ્રેણી)માં તેનાથી પણ ઓછો જોવા મળે છે. સંક્રાંતિ તત્વોની, આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય s- અને p-વિભાગના તત્વોની વચ્ચેનું છે. તેથી તેઓ સમૂહ 1 અને 2ની ધાતુઓ કરતાં ઓછા વિદ્યુત-ધન છે.

મુખ્ય સમૂહમાં તત્વોના પરમાણ્વીય-ક્રમાંક વધવાની સાથે સામાન્ય રીતે પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા અને આયનીય ત્રિજ્યા વધતી જાય છે. પરિણામે ધીરે ધીરે આયનીકરણ એન્થાલ્પી ઘટતી જાય છે અને ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી નિયમિત રીતે ઘટતી જાય છે. (કેટલાક અપવાદ ત્રીજા આવર્તના તત્વોમાં છે, જેને મુદ્દા

નં. 3.7.1(d)માં દર્શાવેલા છે). આ રીતે સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતા ધાત્વીય ગુણધર્મ વધે છે અને અધાત્વીય ગુણધર્મ ઘટે છે. આ વલણને તેના રિડક્શન અને ઓક્સિડેશન ગુણધર્મ સાથે

સાંકળી શકાય છે, જેને તમે આગળ ઉપર શીખશો. સંક્રાંતિ તત્ત્વોના વલણ આનાથી ઊલટા છે. તેને આપણે પરમાણ્વીયકદ અને આયનીકરણ એન્ટાલ્પી દ્વારા સમજી શકીએ છીએ.

સારાંશ

આ એકમમાં તમે આવર્ત નિયમ અને આવર્તકોષ્ટકના વિકાસનો અભ્યાસ કર્યો છે. મેન્ડેલીફ આવર્તકોષ્ટક પરમાણ્વીયભાર પર આધારિત હતું. આધુનિક આવર્તકોષ્ટકમાં તત્ત્વોની ગોઠવણી તેના વધતા જતા પરમાણ્વીય-ક્રમાંકના ક્રમમાં સાત આડી હરોળ (આવર્ત) અને 18 ઊભા સ્તંભોમાં (સમૂહ કે કુટુંબ) કરી છે. આવર્તમાં પરમાણ્વીય-ક્રમાંક ક્રમિક રીતે વધે છે, જ્યારે સમૂહમાં તે ચોક્કસ ભાતમાં (pattern) વધે છે. એક જ સમૂહના તત્ત્વોમાં સમાન સંયોજકતા કોશ ઇલેક્ટ્રોનીય રચના હોય છે. તેથી તેઓ સમાન રાસાયણિક ગુણધર્મો દર્શાવે છે. એક જ આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતા ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યામાં વધારો થાય છે એટલે કે તેમની સંયોજકતા જુદી જુદી હોય છે. આવર્તકોષ્ટકમાં ઇલેક્ટ્રોનીય રચનાના આધારે ચાર પ્રકારના તત્ત્વોની ઓળખાણ કરવામાં આવી છે. આ તત્ત્વો *s*-વિભાગ તત્ત્વ, *p*-વિભાગ તત્ત્વ, *d*-વિભાગ તત્ત્વ અને *f*-વિભાગ તત્ત્વો તરીકે ઓળખાય છે. હાઈડ્રોજનમાં 1*s* કક્ષકમાં એક ઇલેક્ટ્રોન 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 ગોઠવાયેલા 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 ગુણધર્મમાં ઘટાડો થાય છે. તત્ત્વોના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મ તેમના પરમાણ્વીય-ક્રમાંકના આવર્તનીય છે.

તત્ત્વોના પરમાણ્વીય કદ, આયનીકરણ એન્ટાલ્પી, ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પી, વિદ્યુતઋણતા તથા સંયોજકતામાં આવર્તી વલણ જોવા મળે છે. પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતા ઘટતી જાય છે અને સમૂહમાં પરમાણ્વીય-ક્રમાંક વધવાની સાથે વધતી જાય છે. આયનીકરણ એન્ટાલ્પી સામાન્ય રીતે આવર્તમાં પરમાણ્વીય-ક્રમાંક વધવાની સાથે વધે છે અને સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતા ઘટે છે. વિદ્યુતઋણતા પણ આ પ્રકારનું જ વલણ ધરાવે છે. ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પી સામાન્ય રીતે આવર્તમાં ડાબીથી જમણી તરફ જતા વધુ ઋણ તથા સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જતાં ઓછી ઋણ જોવા મળે છે. સંયોજકતામાં પણ આવર્તી વલણ જોવા મળ્યું છે. ઉદાહરણ તરીકે પ્રતિનિધિ તત્ત્વોની સંયોજકતા સામાન્ય રીતે બાહ્યતમ કક્ષામાં રહેલા ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા જેટલી અથવા ઇલેક્ટ્રોનની આ સંખ્યાને 8માંથી બાદ કરતા મળતી સંખ્યા જેટલી હોય છે. રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા આવર્તના બંને છેડે સૌથી વધુ અને મધ્યમાં સૌથી ઓછી હોય છે. આવર્તમાં સૌથી ડાબી બાજુ રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા ઇલેક્ટ્રોનને ગુમાવવાની સરળતાના (અથવા નીચી આયનીકરણ એન્ટાલ્પી) કારણે હોય છે. વધુ પ્રતિક્રિયાત્મક તત્ત્વ કુદરતમાં મુક્ત સ્વરૂપે મળતાં નથી. તેઓ સામાન્ય રીતે સંયોજન સ્વરૂપે મળે છે. આવર્તમાં ડાબી બાજુના તત્ત્વો બેઝિક ઓક્સાઈડ બનાવે છે, જ્યારે જમણી બાજુના તત્ત્વો એસિડિક ઓક્સાઈડ બનાવે છે. જે તત્ત્વો મધ્યમાં છે તે ઊભયધર્મી ઓક્સાઈડ કે તટસ્થ ઓક્સાઈડ બનાવે છે.

સ્વાધ્યાય

- 3.1 આવર્તકોષ્ટકમાં ગોઠવણીનો મુખ્ય આધાર શું છે ?
- 3.2 મેન્ડેલીફે કયા મહત્ત્વપૂર્ણ ગુણધર્મને આધારે તેના આવર્તકોષ્ટકમાં તત્ત્વોનું વર્ગીકરણ કર્યું ? શું તે તેને દૃઢપણે પકડી રાખી શક્યો ?
- 3.3 મેન્ડેલીફના આવર્ત નિયમ અને આધુનિક આવર્ત નિયમમાં પાયાનો તફાવત શું છે ?
- 3.4 ક્વોન્ટમ આંકના આધારે સાબિત કરો કે આવર્તકોષ્ટકના છઠ્ઠા આવર્તમાં 32 તત્ત્વો હોવા જોઈએ.
- 3.5 આવર્ત અને સમૂહની દૃષ્ટિએ $Z = 114$ વાળા તત્ત્વનું સ્થાન આવર્તકોષ્ટકમાં ક્યાં હશે ?

- 3.6 આવર્તકોષ્ટકમાં ત્રીજા આવર્ત અને 17માં સમૂહમાં આવેલા તત્ત્વનો પરમાણ્વીય-ક્રમાંક લખો.
- 3.7 કયા તત્ત્વનું નામ નીચે જણાવેલા દ્વારા આપવામાં આવ્યું છે ?
 (i) લોરેન્સ બર્કલે લેબોરેટરી
 (ii) સીબોર્ગ જૂથ
- 3.8 એક જ સમૂહમાં રહેલા તત્ત્વોના ભૌતિક અને રાસાયણિક ગુણધર્મો શા માટે સમાન હોય છે ?
- 3.9 આયનીય ત્રિજ્યા અને પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા અંગે તમારી સમજ શું છે ?
- 3.10 આવર્ત અને સમૂહમાં પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા કેવી રીતે બદલાય છે ? આ બદલાવને તમે કેવી રીતે સમજાવશો ?
- 3.11 સમઠલેક્ટ્રોનીય સ્પીસિઝ અંગે તમારી સમજ શું છે ? એક એવી સ્પીસિઝનું નામ લખો કે જે નીચે જણાવેલ પરમાણુઓ કે આયનો સાથે સમઠલેક્ટ્રોનીય હોય.
 (i) F^- (ii) Ar (iii) Mg^{2+} (iv) Rb^{2+}
- 3.12 નીચે જણાવેલ સ્પીસિઝ અંગે વિચાર કરો :
 N^{3-} , O^{2-} , F^- , Na^+ , Mg^{+2} અને Al^{3+}
 (a) તેઓમાં શું સામ્યતા છે ?
 (b) તેઓને આયનીય ત્રિજ્યાના ચડતા ક્રમમાં ગોઠવો.
- 3.13 ધનાયનની ત્રિજ્યા તેના જનક પરમાણુની ત્રિજ્યા કરતા શા માટે નાની હોય છે અને ઋણ આયનની ત્રિજ્યા તેના જનક પરમાણુની ત્રિજ્યા કરતા શા માટે મોટી હોય છે ? સમજાવો.
- 3.14 આયનીકરણ એન્થાલ્પી અને ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીને વ્યાખ્યાયિત કરવામાં 'મુક્ત વાયુમય પરમાણુ' અને 'ધરાઅવસ્થા' શબ્દોની સાર્થકતા શું છે ? (સંકેત : તુલના માટે જરૂરિયાત)
- 3.15 હાઈડ્રોજન પરમાણુની ધરાઅવસ્થામાં રહેલા ઇલેક્ટ્રોનની ઊર્જા $-2.18 \times 10^{18} \text{ J}$ છે. પરમાણ્વીય હાઈડ્રોજનની આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય J mol^{-1} એકમમાં ગણો.
 [સંકેત : ઉત્તર મેળવવા માટે મોલ સંકલ્પનાનો ઉપયોગ કરો.]
- 3.16 દ્વિતીય આવર્તમાં તત્ત્વોની વાસ્તવિક આયનીકરણ એન્થાલ્પીનો ક્રમ આ પ્રમાણે છે :
 $Li < B < Be < C < O < N < F < Ne$ સમજાવો કે...
 (i) Beની $\Delta_f H$, Bથી વધારે શા માટે છે ?
 (ii) Oની $\Delta_f H$, N અને Fથી ઓછી શા માટે છે ?
- 3.17 તમે આ તથ્યને કેવી રીતે સમજાવશો કે સોડિયમની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય મેગ્નેશિયમની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પી મૂલ્ય કરતાં ઓછું છે, પરંતુ સોડિયમની દ્વિતીય આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય મેગ્નેશિયમની દ્વિતીય આયનીકરણ એન્થાલ્પી મૂલ્ય કરતાં વધુ છે.
- 3.18 સમૂહમાં ઉપરથી નીચે તરફ જઈએ તેમ મુખ્ય સમૂહના તત્ત્વોમાં આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય કયા પરિબલોને કારણે ઘટે છે ?
- 3.19 સમૂહ 13ના તત્ત્વોની પ્રથમ આયનીકરણ એન્થાલ્પીનું મૂલ્ય નીચે મુજબ છે :

B	Al	Ga	In	Tl
801	577	579	558	589

 સામાન્ય વલણથી જોવા મળતા આ વિચલનને તમે કેવી રીતે સમજાવશો ?
- 3.20 નીચે દર્શાવેલા તત્ત્વોની જોડમાંથી કયું તત્ત્વ વધુ ઋણ ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી ધરાવે છે ?
 (i) O અથવા F (ii) F અથવા Cl
- 3.21 Oની દ્વિતીય ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી તેની પ્રથમ ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી કરતાં ધન હશે કે ઋણ હશે કે ઓછી ઋણ હશે તે અંગે તમારી અપેક્ષા શું છે ? તમારા ઉત્તરનું વાજબીપણું ચર્ચો.
- 3.22 ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી અને વિદ્યુતઋણતા વચ્ચે પાયાનો તફાવત શું છે ?
- 3.23 નાઈટ્રોજનના બધા સંયોજનોમાં નાઈટ્રોજનની વિદ્યુતઋણતા પાઉલિંગ માપક્રમ મુજબ 3.0 હોય છે. આ વિધાન અંગે તમે શું પ્રતિક્રિયા આપશો ?

- 3.24 પરમાણુની ત્રિજ્યા સાથે સંકળાયેલા સિદ્ધાંતોની ચર્ચા કરો :
- (a) જ્યારે પરમાણુ ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્ત કરે છે.
- (b) જ્યારે પરમાણુ ઇલેક્ટ્રોન ગુમાવે છે.
- 3.25 કોઈ તત્ત્વના બે સમસ્થાનિકોની પ્રથમ આયનીકરણ એન્ટાલ્પીનું મૂલ્ય સમાન હશે કે જુદું જુદું, તે અંગે તમારી અપેક્ષા શું છે ? તમારા ઉત્તરનું વાજબીપણું ચર્ચો.
- 3.26 ધાતુઓ અને અધાતુઓ વચ્ચે મુખ્ય તફાવત શું છે ?
- 3.27 આવર્તકોષ્ટકનો ઉપયોગ કરીને નીચેના પ્રશ્નોના ઉત્તર આપો :
- (a) બાહ્યતમ પેટાકોશમાં પાંચ ઇલેક્ટ્રોન હોય તેવા તત્ત્વનું નામ જણાવો.
- (b) બે ઇલેક્ટ્રોન ગુમાવવાનું વલણ ધરાવતા તત્ત્વનું નામ જણાવો.
- (c) બે ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્ત કરવાનું વલણ ધરાવતા તત્ત્વનું નામ જણાવો.
- (d) ધાતુ, અધાતુ તથા ઓરડાના તાપમાને પ્રવાહી તેમજ વાયુ સ્વરૂપના તત્ત્વો ધરાવનાર સમૂહનું નામ જણાવો.
- 3.28 પ્રથમ સમૂહના તત્ત્વો માટે પ્રતિક્રિયાત્મકતાનો ચડતો ક્રમ $\text{Li} < \text{Na} < \text{K} < \text{Rb} < \text{Cs}$ છે, જ્યારે સત્તરમાં સમૂહના તત્ત્વો માટે પ્રતિક્રિયાત્મકતાનો ચડતો ક્રમ $\text{F} > \text{Cl} > \text{Br} > \text{I}$ છે સમજાવો.
- 3.29 s -, p -, d -, f -વિભાગના તત્ત્વોની બાહ્યતમ કક્ષાની સામાન્ય ઇલેક્ટ્રોનીય રચના લખો.
- 3.30 નીચે જણાવેલ બાહ્યતમ ઇલેક્ટ્રોનીય રચના ધરાવતા તત્ત્વનું સ્થાન આવર્તકોષ્ટકમાં જણાવો :
- (i) ns^2np^4 જ્યાં $n = 3$ (ii) $(n-1)d^2ns^2$ જ્યાં $n = 4$ અને
- (iii) $(n-2)f^7(n-1)d^1ns^2$ જ્યાં $n = 6$
- 3.31 કેટલાક તત્ત્વોની પ્રથમ ($\Delta_f H_1$) અને દ્વિતીય ($\Delta_f H_2$) આયનીકરણ એન્ટાલ્પીના મૂલ્યો (kJ mol^{-1} માં) અને ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્ટાલ્પી ($\Delta_{eg} H$)ના મૂલ્યો (kJ mol^{-1} માં) નીચે આપેલા છે :

તત્ત્વ	$\Delta_f H_1$	$\Delta_f H_2$	$\Delta_{eg} H$
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 કયું તત્ત્વ...

- (a) સૌથી ઓછું પ્રતિક્રિયાત્મક તત્ત્વ છે ?
- (b) સૌથી વધુ પ્રતિક્રિયાત્મક ધાતુ છે ?
- (c) સૌથી વધુ પ્રતિક્રિયાત્મક અધાતુ છે ?
- (d) સ્થાયી દ્વિઅંગી (binary) હેલાઈડ સંયોજન કે જેનું સૂત્ર MX_2 ($X =$ હેલોજન) છે તેને બનાવનાર ધાતુ છે.
- (e) મુખ્યત્વે સ્થાયી સહસંયોજક હેલાઈડ સંયોજન કે જેનું સૂત્ર MX ($X =$ હેલોજન) છે તેને બનાવનાર ધાતુ છે ?
- 3.32 નીચે જણાવેલા તત્ત્વોની જોડીઓના જોડાણથી બનતા દ્વિઅંગી સંયોજનોના સૂત્રનું અનુમાન કરો :
- (a) લિથિયમ અને ઓક્સિજન (b) મેગ્નેશિયમ અને નાઈટ્રોજન
- (c) એલ્યુમિનિયમ અને આયોડિન (d) સિલિકોન અને ઓક્સિજન
- (e) ફોસ્ફરસ અને ફ્લોરિન (f) 71મું તત્ત્વ અને ફ્લોરિન

- 3.33 આધુનિક આવર્તકોષ્ટકમાં આવર્ત કયા મૂલ્યનું સૂચન કરે છે ?
 (a) પરમાણ્વીય-ક્રમાંક (b) પરમાણ્વીય દળ
 (c) મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક (d) કોણીય વેગમાન ક્વોન્ટમ આંક
- 3.34 આધુનિક આવર્તકોષ્ટક માટે નીચેના પૈકી કયું વિધાન ખોટું છે ?
 (a) p -વિભાગમાં છ સ્તંભો છે, કારણ કે p -કોશની બધી કક્ષકો ભરાવા માટે મહત્તમ છ ઇલેક્ટ્રોન જરૂરી બને છે.
 (b) d -વિભાગમાં 8 સ્તંભો છે, કારણ કે d -પેટાકોશની બધી કક્ષકો ભરાવા માટે મહત્તમ 8 ઇલેક્ટ્રોન જરૂરી બને છે.
 (c) પ્રત્યેક વિભાગમાં સ્તંભોની સંખ્યા, તે પેટાકોશમાં ભરાઈ શકે તેટલા ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા જેટલી હોય છે.
 (d) વિભાગ, તત્વની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના બનતા સમયે, અંતમાં ભરાનાર ઇલેક્ટ્રોનની પેટાકોશના કોણીય વેગમાન ક્વોન્ટમ આંકનું મૂલ્ય દર્શાવે છે.
- 3.35 જે પરિબળ સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોનને અસર કરે છે તે તત્વના રસાયણવિજ્ઞાનને પણ અસર કરે છે. નીચેના પૈકી કયું પરિબળ સંયોજકતા કોશને અસર કરતું નથી ?
 (a) સંયોજકતા મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક (n)
 (b) કેન્દ્રિય વીજભાર (Z)
 (c) કેન્દ્રિય દળ
 (d) અંતર્ભાગના (core) ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા
- 3.36 સમઇલેક્ટ્રોનીય સ્પીસિઝ F^- , Ne અને Na^+ ના કદ શેનાથી અસર પામે છે ?
 (a) કેન્દ્રિય વીજભાર (Z)
 (b) સંયોજકતા મુખ્ય ક્વોન્ટમ આંક (n)
 (c) બાહ્યતમ કક્ષકોમાં ઇલેક્ટ્રોન-ઇલેક્ટ્રોન પારસ્પરિક ક્રિયા
 (d) ઉપર જણાવેલા પરિબળો પૈકી એકપણ નહિ કારણ કે તેઓના કદ સમાન છે.
- 3.37 આયનીકરણ એન્ટાલ્પી સંદર્ભે નીચેના પૈકી કયું વિધાન ખોટું છે ?
 (a) ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યામાં ક્રમશઃ વધારો થતા આયનીકરણ એન્ટાલ્પી વધે છે.
 (b) ઉમદા વાયુ તત્વની ઇલેક્ટ્રોનીય રચનામાંથી ઇલેક્ટ્રોન દૂર કરવામાં આવે છે ત્યારે આયનીકરણ એન્ટાલ્પીનું મૂલ્ય મહત્તમ હોય છે.
 (c) આયનીકરણ એન્ટાલ્પીના મૂલ્યમાં એકદમ વધારો, સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોનનું દૂર થવાનું સૂચવે છે.
 (d) n ના નીચાં મૂલ્યવાળી કક્ષકમાંથી n ના ઊંચા મૂલ્યવાળી કક્ષક કરતાં સરળતાથી ઇલેક્ટ્રોન દૂર કરી શકાય છે.
- 3.38 B, Al, Mg અને Kના ધાત્વીય ગુણધર્મ માટે નીચેના પૈકી કયો ક્રમ સાચો છે ?
 (a) $B > Al > Mg > K$ (b) $Al > Mg > B > K$
 (c) $Mg > Al > K > B$ (d) $K > Mg > Al > B$
- 3.39 B, C, N, F અને Siના અધાત્વીય ગુણધર્મ માટે નીચેના પૈકી કયો ક્રમ સાચો છે ?
 (a) $B > C > Si > N > F$ (b) $Si > C > B > N > F$
 (c) $F > N > C > B > Si$ (d) $F > N > C > Si > B$
- 3.40 F, Cl, O અને Nના ઓક્સિડેશન ગુણધર્મના સંદર્ભમાં રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા માટે નીચેના પૈકી કયો ક્રમ સાચો છે ?
 (a) $F > Cl > O > N$ (b) $F > O > Cl > N$
 (c) $Cl > F > O > N$ (d) $O > F > N > Cl$

રાસાયણિક બંધન અને આણ્વીય 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 પ્રાકૃત્ય કરી શકશો.
- s , p અને d કક્ષકોને સમાવિષ્ટ કરતાં જુદા જુદા પ્રકારના સંકરણ સમજાવી શકશો અને સાદા સહસંયોજક અણુના આકાર દોરી શકશો.
- સમકેન્દ્રિય દ્વિપરમાણ્વીય અણુઓનો આણ્વીય કક્ષકવાદ વર્ણવી શકશો.
- હાઈડ્રોજન બંધનો ખ્યાલ સમજાવી શકશો.

“વૈજ્ઞાનિકો સતત નવા સંયોજનોની શોધમાં, તેમના વિશેની હકીકતો ક્રમિક 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 ઉદય કરવાના પ્રયત્નો કરી રહ્યા છે.”

દ્રવ્ય 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 કણોને 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 ઉદ્ભવે 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 યુગ્મ અપાકર્ષણ (VSEPR) સિદ્ધાંત, સંયોજકતા બંધન (VB) વાદ અને આણ્વીય કક્ષક (MO) વાદ વગેરે છે. સંયોજકતાના જુદા જુદા સિદ્ધાંતો અને રાસાયણિક બંધનમાં તેમનું અર્થઘટન વગેરે પરમાણુની રચના, તત્ત્વોની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના અને આવર્ત 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 નિષ્ક્રિયતા પર આધારિત હતી.

લુઈસે પરમાણુને એક ધનભાર ધરાવતા 'કર્નેલ' (Kernel) (કેન્દ્ર વત્તા અંદરના ઇલેક્ટ્રોન) તરીકે ગણ્યું અને જણાવ્યું કે બાહ્ય કોશમાં વધુમાં વધુ આઠ ઇલેક્ટ્રોન સમાઈ શકે. વિશેષમાં એ પણ જણાવ્યું કે આ આઠ ઇલેક્ટ્રોન કર્નેલની આસપાસ સમઘનના આઠેય ખૂણાઓ પર ગોઠવાય છે. આમ, સોડિયમનો બાહ્ય 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 સોડિયમમાંથી 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 બાહ્ય અષ્ટક પ્રાપ્ત કરે છે.

લુઈસ સંજ્ઞાઓ : અણુની રચનામાં માત્ર બાહ્ય 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 સંયોગીકરણ પ્રક્રિયામાં સમાવિષ્ટ થતાં નથી. અમેરિકન રસાયણશાસ્ત્રી જી. એન. લુઈસ (G. N. Lewis) પરમાણુમાં સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોન દર્શાવવા માટે સાદા સંકેતો દાખલ કર્યાં. આ સંકેતો લુઈસ સંજ્ઞા કહેવાય છે. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો બીજા આવર્તના તત્ત્વોની લુઈસ સંજ્ઞા નીચે પ્રમાણે છે :



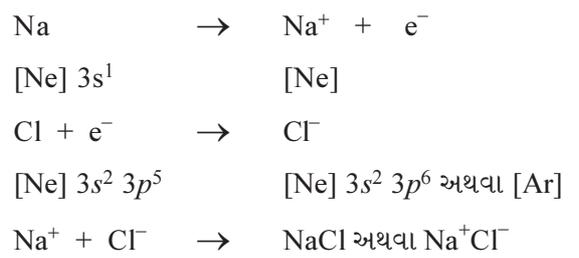
લુઈસ સંજ્ઞાની સાર્થકતા (significance) : તત્ત્વની ચોપાસના બિંદુ સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા દર્શાવે છે. આ

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.

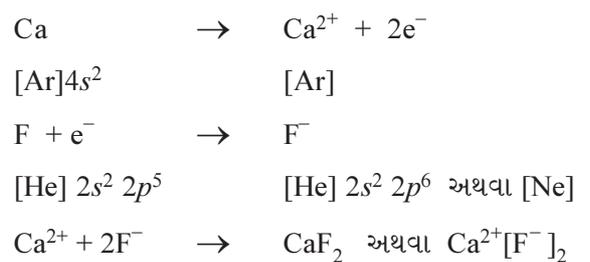
કોસેલે રાસાયણિક બંધનના સંબંધમાં નીચેની હકીકતો પ્રત્યે ધ્યાન દોર્યું.

- આવર્તકોષ્ટકમાં સૌથી ઊંચા વિદ્યુતઋણ 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 (હિલિયમને અપવાદ સાથે જે બે જ ઇલેક્ટ્રોન ધરાવે છે.) આઠ ઇલેક્ટ્રોનની (અષ્ટક) સ્થાયી બાહ્ય કોશ રચના ઇલેક્ટ્રોન ns^2np^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 આકર્ષણના પરિણામરૂપે રચાતા આ બંધને વિદ્યુતસંયોજક

બંધ (electrovalent bond) કહે છે. આમ, વિદ્યુતસંયોજકતા આયન પરના એકમ ભારની સંખ્યા છે. આમ ધન કેલ્શિયમની વિદ્યુતસંયોજકતાનો બે વડે નિર્દેશ થાય છે, જ્યારે ફ્લોરિનની ઋણ વિદ્યુતસંયોજકતા એક તરીકે નિર્દેશિત થાય છે.

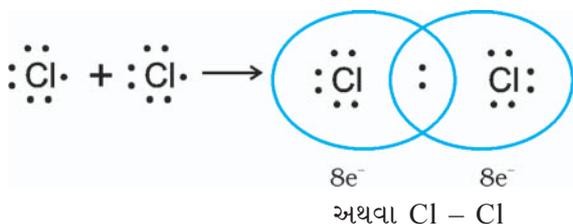
કોસેલે કરેલી અભિધારણાઓ ઇલેક્ટ્રોન હેરફેર વડે આયનની રચનાને અને આયનીય સ્ફટિકમય સંયોજનો અંગેનો આધુનિક ખ્યાલ પૂરો પાડે છે. આયનીય સંયોજનની સમજણમાં અને પદ્ધતિકરણ માટે કોસેલની અભિધારણાઓ ખૂબ જ મૂલ્યવાન બનેલ છે. તે સાથે સાથે તેમણે એ પણ હકીકતને પિછાણી કે મોટા ભાગના સંયોજનો આ ખ્યાલ સાથે મેળ ધરાવતા નથી.

4.1.1 અષ્ટક નિયમ (Octet Rule)

કોસેલ અને લુઈસે 1916માં પરમાણુઓ વચ્ચે રાસાયણિક સંયોગીકરણનો અગત્યનો સિદ્ધાંત વિકસાવ્યો જે રાસાયણિક બંધનનો ઇલેક્ટ્રોનીય વાદ છે. આ નિયમ પ્રમાણે પરમાણુઓ સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોન એક પરમાણુમાંથી બીજા પરમાણુમાં સ્થાનાંતરણ (transfer) દ્વારા (ઇલેક્ટ્રોન મેળવીને કે ગુમાવીને) અથવા સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોનની ભાગીદારી કરી તેમની સંયોજકતા કોશોનું અષ્ટક બનાવે છે. આને અષ્ટક નિયમ કહે છે.

4.1.2 સહસંયોજક બંધ (Covalent Bond)

લેંગ્મ્યુરે (Langmuir) 1919માં લુઈસ (Lewis)ની ધારણામાં સુધારો સૂચવ્યો અને અષ્ટકની સ્થાયી સમઘનીય રચનાને ફગાવી દીધી. તેને બદલે સહસંયોજક બંધ પર્યાય દાખલ કર્યો. લુઈસ-લેંગ્મ્યુર સિદ્ધાંત Cl_2 અણુની રચનાથી સમજી શકાય. $[Ne]3s^23p^5$ ઇલેક્ટ્રોનીય રચના ધરાવતો Cl પરમાણુ આર્ગોન રચના કરતાં એક ઇલેક્ટ્રોન ઓછો ધરાવે છે. Cl_2 અણુની રચના એ રીતે સમજી શકાય કે દરેક ક્લોરિન પરમાણુ ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ(pair)ની ભાગીદારી કરે છે. દરેક Cl પરમાણુ એકએક ઇલેક્ટ્રોન આપીને સહિયારી જોડ બનાવે છે. આમ કરવામાં બન્ને ક્લોરિન પરમાણુ બાહ્ય કોશનું અષ્ટક નજીકના ઉમદા વાયુ (એટલે આર્ગોન) જેવું પ્રાપ્ત કરે છે.

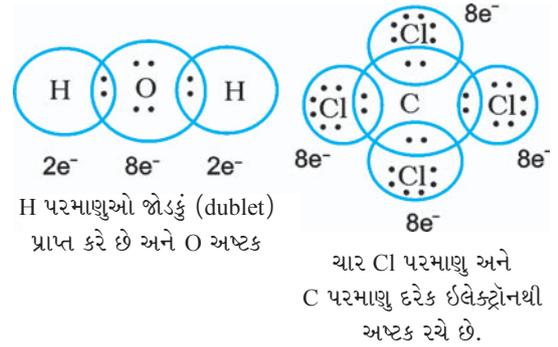


બે Cl પરમાણુઓ વચ્ચે સહસંયોજક બંધ

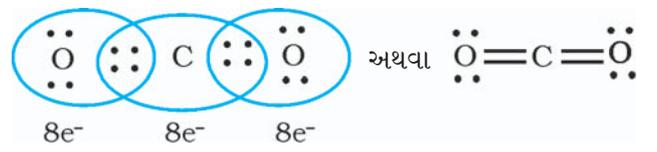
બિંદુઓ ઇલેક્ટ્રોનને દર્શાવે છે. આવી રચના લુઈસ રચના તરીકે ઓળખાય છે.

બીજા અણુઓ માટે પણ લુઈસ બિંદુ રચના લખી શકાય. જેમાં સંયોજકતા પરમાણુઓ એકસરખા હોય અથવા અલગ અલગ હોય. જરૂરી શરતો આ પ્રમાણે છે :

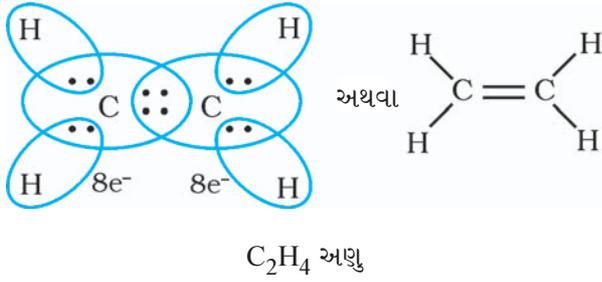
- દરેક બંધ પરમાણુઓ વચ્ચે ઇલેક્ટ્રોન ભાગીદારીનું પરિણામ છે.
- દરેક સંયોજકતા પરમાણુ ભાગીદારી યુગ્મને ઓછામાં ઓછો એક ઇલેક્ટ્રોન આપે છે.
- ઇલેક્ટ્રોનની ભાગીદારીના પરિણામરૂપે સંયોજકતા પરમાણુઓની બાહ્ય કોશ ઉમદા વાયુ જેવી રચના ધારણ કરે છે.
- આમ પાણી અને કાર્બન ટેટ્રાક્લોરાઇડ અણુઓમાં સહસંયોજક બંધની રચના નીચે પ્રમાણે છે :



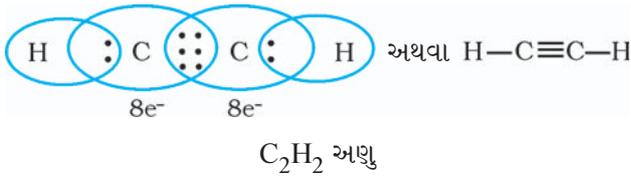
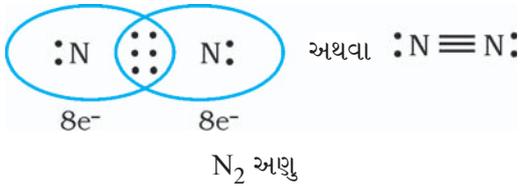
આમ જ્યારે બે પરમાણુ એક-એક ઇલેક્ટ્રોનની ભાગીદારી કરી યુગ્મ રચે છે તેને એક સહસંયોજક બંધથી જોડાયેલા કહેવાય છે. ઘણા અણુઓ પરમાણુઓ વચ્ચે આપણને બહુ(ગુણક) (multiple) બંધ મળે છે. બહુ બંધની રચના એમ દર્શાવે છે કે બે પરમાણુઓ વચ્ચે એક કરતાં વધારે ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ છે. જો પરમાણુઓ ઇલેક્ટ્રોનના બે યુગ્મોની ભાગીદારી કરે તો તેમની વચ્ચે રચાતા સહસંયોજક બંધને દ્વિબંધ કહે છે. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો કાર્બન ડાયોક્સાઇડ અણુમાં કાર્બન અને ઓક્સિજન પરમાણુઓ વચ્ચે બે દ્વિબંધ આપણને મળશે. એ જ પ્રમાણે ઇથીન અણુમાં બે કાર્બન પરમાણુઓ દ્વિબંધથી જોડાયેલ છે.



CO_2 અણુમાં દ્વિબંધ



જ્યારે સંયોજતા પરમાણુઓ ત્રણ ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મની ભાગીદારી કરે છે જેમકે N_2 અણુ બે નાઈટ્રોજન પરમાણુ અને બે કાર્બન પરમાણુઓ ઇથાઈન 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 ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ અને અષ્ટક નિયમના સંદર્ભમાં સમજાવે છે. આવું ચિત્ર અણુનું બંધન અને વર્તણૂક સંપૂર્ણ રીતે સમજાવી શકે નહિ, પરંતુ મહદ્ અંશે અણુની રચના અને ગુણધર્મોને 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 ઇલેક્ટ્રોનની કુલ સંખ્યા સંયોજતા પરમાણુઓના સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોનનો ઉમેરો કરીને મેળવાય છે. ઉદાહરણ તરીકે CH_4 અણુમાં બંધન માટે આઠ સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્ય છે. (4 કાર્બનમાંથી અને ચાર હાઈડ્રોજનના ચાર પરમાણુમાંથી).
- ઋણાયન માટે દરેક ઋણભારનો અર્થ એમ થાય કે એક ઇલેક્ટ્રોનનો ઉમેરો. ધનાયન માટે ધનભાર કુલ સંયોજકતા

ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યામાંથી એકની બાદબાકી. ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો CO_3^{2-} આયનનો બે ઋણભાર સૂચવે છે કે તટસ્થ પરમાણુ માટે જરૂરી ઇલેક્ટ્રોન કરતાં બે વધારે છે. NH_4^+ આયન માટે એક ધનભાર સૂચવે છે કે તટસ્થ પરમાણુઓમાંના સમૂહમાંથી એક ઇલેક્ટ્રોન ગુમાવે છે.

- જો સંયોજતા પરમાણુઓની રાસાયણિક સંજ્ઞાઓ જાણતા હોઈએ અને માળખાંકીય (skeletal) રચનાનું (જ્ઞાન હોય અથવા સમજણપૂર્વક અનુમાન કરેલું હોય) જ્ઞાન હોય તો ઇલેક્ટ્રોનની કુલ સંખ્યાને કુલ બંધના પ્રમાણમાં બંધન યુગ્મ ભાગીદારીની વહેંચણી પરમાણુઓ વચ્ચે કરી શકાય છે.
- સામાન્ય રીતે અણુ/આયનમાં સૌથી ઓછો વિદ્યુતઋણ 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 ઇલેક્ટ્રોન ભાગીદારીની જોડ માટે ગણતરી કર્યા પછી વધારાના ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ બહુ બંધનમાં ઉપયોગમાં લેવાય છે અથવા અબંધકારક યુગ્મ (lone pair) તરીકે રહે છે. મૂળ જરૂરિયાત એ છે કે બંધિત પરમાણુ ઇલેક્ટ્રોનનું 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	$\begin{array}{c} \text{O}^+ \\ \diagup \quad \diagdown \\ \ddot{\text{O}}::\ddot{\text{O}}^- \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{O}^+ \\ \diagup \quad \diagdown \\ \ddot{\text{O}}::\ddot{\text{O}}^- \end{array}$
NF_3	$\begin{array}{c} \ddot{\text{F}}::\ddot{\text{N}}::\ddot{\text{F}}: \\ \\ \ddot{\text{F}}: \end{array}$ $\begin{array}{c} \ddot{\text{F}}-\ddot{\text{N}}-\ddot{\text{F}}: \\ \\ \ddot{\text{F}}: \end{array}$
CO_3^{2-}	$\left[\begin{array}{c} \text{O} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \ddot{\text{O}}::\ddot{\text{C}}::\ddot{\text{O}}: \end{array} \right]^{2-}$ $\left[\begin{array}{c} \text{O} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \ddot{\text{O}}-\ddot{\text{C}}-\ddot{\text{O}}: \end{array} \right]^{2-}$
HNO_3	$\begin{array}{c} + \\ \ddot{\text{O}}::\ddot{\text{N}}::\ddot{\text{O}}::\text{H} \\ \\ \ddot{\text{O}}^- \end{array}$ $\begin{array}{c} + \\ \ddot{\text{O}}=\ddot{\text{N}}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \\ \\ \ddot{\text{O}}^- \end{array}$

* દરેક H પરમાણુ હિલિયમની રચના પ્રાપ્ત કરે છે (ઇલેક્ટ્રોનનું જોડકું).

કોયડો 4.1

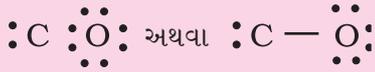
CO અણુની લુઈસ બિંદુ રચના લખો.

ઉકેલ :

સોપાન 1 : કાર્બન અને ઓક્સિજન પરમાણુના કુલ સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોન ગણો. કાર્બન અને ઓક્સિજન પરમાણુઓની બાહ્ય (સંયોજકતા) કોશ રચના અનુક્રમે $2s^2 2p^2$ અને $2s^2 2p^4$ પ્રાપ્ય ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા $4 + 6 = 10$ થશે.

સોપાન 2 : COની માળખાંકીય રચના C O તરીકે લખી શકાય.

સોપાન 3 : C અને O વચ્ચે એકલ બંધ (ભાગીદારી ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ) દોરો અને O ઉપર અષ્ટક પૂર્ણ કરો. બાકીના બે ઇલેક્ટ્રોન C પરનું અબંધકારક યુગ્મ છે.



આ કાર્બન પર અષ્ટક પૂરું થતું નથી અને તેથી C અને O પરમાણુ વચ્ચે બહુ બંધ(ત્રિબંધની બાબતમાં)નો સહારો લેવો પડે. આ પ્રમાણે કરવાથી બન્ને પરમાણુઓ માટેના અષ્ટક નિયમોની શરતોને સંતોષી શકાશે.

**કોયડો 4.2**

નાઈટ્રાઈટ આયન NO_2^- ની લુઈસ રચના લખો.

ઉકેલ :

સોપાન 1 : નાઈટ્રોજન પરમાણુ અને ઓક્સિજન પરમાણુના કુલ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા અને એક વધારાનો ઇલેક્ટ્રોન ઋણ આયનનો ગણો.

$$N(2s^2 2p^3), O(2s^2 2p^4) \\ 5 + 2(6) + 1 = 18 \text{ ઇલેક્ટ્રોન}$$

સોપાન 2 : NO_2^- ની માળખાંકીય રચના O N O.

સોપાન 3 : નાઈટ્રોજન અને દરેક ઓક્સિજન પરમાણુઓ વચ્ચે એકલ બંધ (એક ભાગીદારી ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ),

ઓક્સિજન પરમાણુઓના અષ્ટક પૂર્ણ કરો. આમ કરવા છતાં નાઈટ્રોજન પર અષ્ટક પૂર્ણ થતું નથી. બાકી રહેલા બે ઇલેક્ટ્રોન 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)**

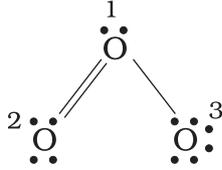
બહુપરમાણ્વીય આયનોની બાબતમાં અણુઓના ખરેખર આકાર સામાન્ય રીતે લુઈસ બિંદુ રચનાથી રજૂ કરી શકાતા નથી. કારણ કે આયનમાં દરેક પરમાણુથી નહિ, પરંતુ એકંદરે આયન પરનો કુલ ભાર ધરાવે છે, પરંતુ દરેક પરમાણુ પર નિયમનિષ્ઠ ભાર સૂચવવાનું શક્ય છે. બહુપરમાણ્વીય અણુ અથવા આયનના નિયમનિષ્ઠ ભારની વ્યાખ્યા આપી શકાય. અલગ અથવા મુક્ત અવસ્થામાં પરમાણુ હોય ત્યારે સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા અને લુઈસ રચના પ્રમાણે તે પરમાણુને સૂચિત ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યાના તફાવતને નિયમનિષ્ઠ ભાર કહે છે. તે નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$\text{લુઈસ રચનામાં પરમાણુ પરનો નિયમનિષ્ઠ ભાર (F.C.)} =$$

$$\left[\begin{array}{c} \text{મુક્ત પરમાણુમાં} \\ \text{સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોનની} \\ \text{કુલ સંખ્યા} \end{array} \right] - \left[\begin{array}{c} \text{અબંધકારક} \\ \text{ઇલેક્ટ્રોનની કુલ} \\ \text{સંખ્યા} \end{array} \right] \\ - \frac{1}{2} \left[\begin{array}{c} \text{બંધકારક ઇલેક્ટ્રોન} \\ \text{(ભાગીદારી કરેલા} \\ \text{ઇલેક્ટ્રોન)ની કુલ સંખ્યા} \end{array} \right]$$

આ ગણતરી એ ધારણાના આધારે કરવામાં આવી છે કે અણુમાં દરેક પરમાણુના દરેક ભાગીદાર યુગ્મનો એક ઇલેક્ટ્રોન અને અબંધકારક યુગ્મના બન્ને ઇલેક્ટ્રોન તેના પોતાના છે.

આપણે ઓઝોન અણુ (O₃)નો વિચાર કરીએ. O₃ની લુઈસ રચના નીચે પ્રમાણે દોરી શકાય :



પરમાણુઓને 1, 2, 3 ક્રમ આપેલ છે. નિયમનિષ્ઠ ભાર નીચે પ્રમાણે થશે :

- મધ્યસ્થ O પરમાણુ જેને 1થી દર્શાવેલ છે.

$$= 6 - 2 - \frac{1}{2}(6) = +1$$

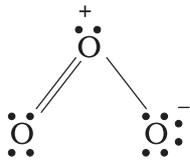
- છેડા પરનો O પરમાણુ જેને 2થી દર્શાવેલ છે.

$$= 6 - 4 - \frac{1}{2}(4) = 0$$

- છેડા પરનો O પરમાણુ જેને 3થી દર્શાવેલ છે.

$$= 6 - 6 - \frac{1}{2}(2) = -1$$

આથી O₃ને નિયમનિષ્ઠ ભાર સાથે નીચે પ્રમાણે રજૂ કરી શકીએ :

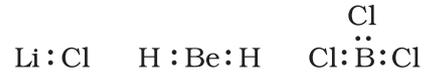


આપણે સમજવું જોઈએ કે નિયમનિષ્ઠ ભાર અણુમાં સાચું ભાર અલગીકરણ દર્શાવતો નથી. ભારનો નિર્દેશ કરવાથી આપણને અણુમાં સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોનનો માર્ગ (track) જાણવામાં મદદ કરે છે. નિયમનિષ્ઠ ભાર શક્ય લુઈસ રચનાઓની સંખ્યામાંથી નિમ્નતમ ઊર્જા ધરાવતી રચનાની પસંદગી કરવામાં મદદરૂપ થાય છે. સામાન્ય રીતે નિમ્નતમ ઊર્જા રચના એ છે કે જેમાં સૌથી ઓછો નિયમનિષ્ઠ ભાર છે. નિયમનિષ્ઠ ભાર એવું પરિબળ (factor) છે જે બંધનના શુદ્ધ સહસંયોજક ખ્યાલ જેમાં પડોશી પરમાણુઓથી સમાન રીતે ભાગીદાર થયેલ ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ 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 મુખ્યત્વે આવર્તકોષ્ટકના બીજા આવર્તના તત્ત્વોને લાગુ પડે છે. આ અષ્ટકના નિયમને ત્રણ પ્રકારના અપવાદ છે.

મધ્યસ્થ પરમાણુનું અપૂર્ણ અષ્ટક : કેટલાક સંયોજનોનાં મધ્યસ્થ પરમાણુની આસપાસ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા આઠ કરતાં ઓછી હોય છે. આ ખાસ કરીને જે તત્ત્વોના સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોન ચાર કરતાં ઓછા છે તેને માટે છે. ઉદાહરણ તરીકે LiCl, BeH₂ અને BCl₃.



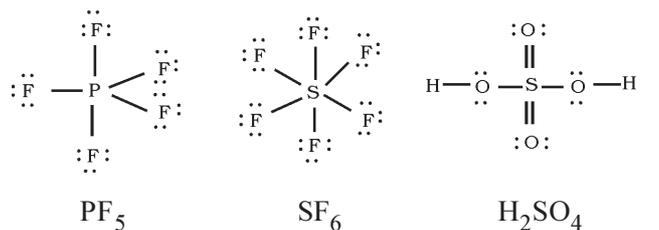
Li, Be અને B અનુક્રમે 1, 2 અને 3 સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોન ધરાવે છે, આવા બીજા સંયોજનો AlCl₃, BF₃ છે.

એકી ઇલેક્ટ્રોન અણુઓ : એકી ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ધરાવતા અણુઓ જેવાં કે નાઈટ્રિક ઓક્સાઈડ NO અને નાઈટ્રોજન ડાયોક્સાઈડ NO₂માં દરેક પરમાણુ માટે અષ્ટક નિયમ સંતોષકારક નથી.



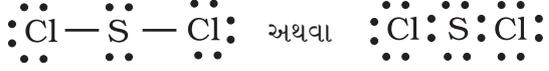
વિસ્તરિત (Expanded) અષ્ટક : આવર્તકોષ્ટકના ત્રીજા અને પછીના આવર્તોમાં 3s અને 3p કક્ષકો ઉપરાંત 3d-કક્ષકો બંધન માટે પ્રાપ્ય હોય છે. આ તત્ત્વોના ઘણા સંયોજનોમાં મધ્યસ્થ પરમાણુની આસપાસ આઠ કરતાં વધારે ઇલેક્ટ્રોન હોય છે. આને વિસ્તરિત અષ્ટક કહે છે. આવી બાબતોમાં અષ્ટક નિયમ લાગુ પડતો નથી.

આવા સંયોજનોના કેટલાક ઉદાહરણો જેવાં કે PF₅, SF₆, H₂SO₄ અને ઘણા બધા સવર્ગ સહસંયોજક સંયોજનો.



P પરમાણુની આસપાસ 10 ઇલેક્ટ્રોન S પરમાણુની આસપાસ 12 ઇલેક્ટ્રોન સલ્ફર પરમાણુની આસપાસ 12 ઇલેક્ટ્રોન

એ રસપ્રદ છે કે સલ્ફર પરમાણુ ઘણા સંયોજનો બનાવે છે, જેમાં અષ્ટકનો નિયમ પળાય છે. સલ્ફર ડાયક્લોરાઇડમાં S પરમાણુને તેની આસપાસ ઇલેક્ટ્રોનનું અષ્ટક હોય છે.



અષ્ટક નિયમની બીજી ખામીઓ :

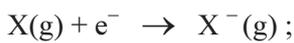
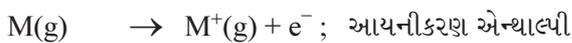
- એ સ્પષ્ટ છે કે અષ્ટક નિયમ ઉમદા વાયુઓની રાસાયણિક નિષ્ક્રિયતાના પાયા પર રચાયેલો છે. આમ છતાં કેટલાંક ઉમદા વાયુઓ (ઝેનોન અને ક્ષિપ્ટોન) ઓક્સિજન અને ફ્લોરિન સાથે સંયોજાય છે અને XeF_2 , KrF_2 , XeOF_2 વગેરે જેવા ઘણા સંયોજનો બનાવે છે.
- આ સિદ્ધાંત અણુઓના આકાર સમજાવી શકતો નથી.
- તે અણુઓની સાપેક્ષ સ્થાયીતા પણ સમજાવી શકતો નથી અને અણુની ઊર્જા બાબતમાં સંપૂર્ણ મૂક (silent) છે.

4.2 આયનીય અથવા વિદ્યુતસંયોજક બંધ (Ionic or Electrovalent Bond)

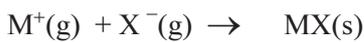
કોસેલ અને લુઇસના સિદ્ધાંતના ઉપયોગથી આયનીય બંધની રચના સમજતાં તે એમ દર્શાવે છે કે આયનીય સંયોજનો નીચેની બાબતો પર આધાર રાખશે :

- 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 ઇલેક્ટ્રોનનું તટસ્થ પરમાણુમાંથી દૂર થવું અને ઋણ આયનની રચના એટલે ઇલેક્ટ્રોનનો તટસ્થ પરમાણુમાં ઉમેરો.



ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ (gain) એન્થાલ્પી

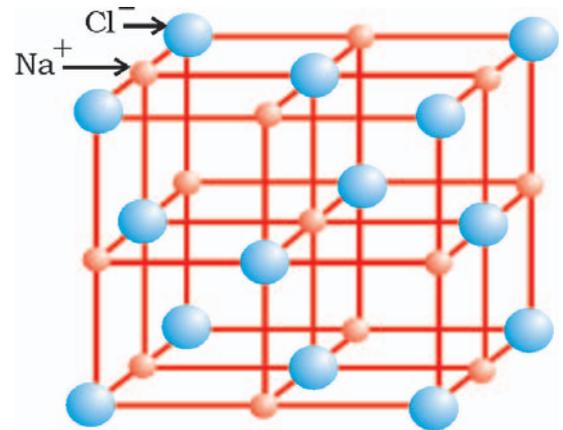


ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી ($\Delta_{eg}\text{H}$) એટલે વાયુમય કલામાં પરમાણુ તેની ધરા અવસ્થામાં ઇલેક્ટ્રોન મેળવે છે તે એન્થાલ્પી ફેરફાર છે. ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ ઘટના ઉષ્માક્ષેપક અથવા ઉષ્માશોષક હોઈ શકે છે, જ્યારે બીજી તરફ આયનીકરણ એન્થાલ્પી હંમેશાં ઉષ્માક્ષેપક હોય છે. ઇલેક્ટ્રોન બંધુતા ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ સાથે સંકળાયેલ ઊર્જા ફેરફારનું ઋણ મૂલ્ય છે.

આથી એ સહજ છે કે આયનીય બંધ પ્રમાણમાં નીચી આયનીકરણ એન્થાલ્પી ધરાવતા તત્ત્વો અને ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પીના ઊંચા ઋણ મૂલ્ય ધરાવતા તત્ત્વો વચ્ચે રચાશે.

મોટા ભાગના આયનીય સંયોજનોમાં ધનાયન ધાત્વીય તત્ત્વોમાંથી વ્યુત્પિત થાય છે અને ઋણાયન અધાત્વીય તત્ત્વોમાંથી. બે 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 કુલંબીય પારસ્પરિક ક્રિયા ઊર્જાથી સાથે સાથે જકડાઈને કમબદ્ધ ત્રિપરિમાણીય ગોઠવણી ધરાવે છે. આ સંયોજનો જુદી જુદી સ્ફટિક રચનામાં સ્ફટિકીકરણ પામે છે જે આયનના કદ, તેમની પેકિંગ ગોઠવણી અને અન્ય પરિબળો પર આધારિત હોય છે. સોડિયમ ક્લોરાઇડ NaCl (rock salt)ની સ્ફટિક રચના નીચે દર્શાવેલ છે.



NaCl (rock salt)ની રચના

આયનીય સંયોજનોમાં ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી અને આયનીકરણ એન્થાલ્પીનો 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 એન્થાલ્પી $495.8 \text{ kJ mol}^{-1}$ છે. જ્યારે $\text{Cl(g)} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-(\text{g})$ માટેની ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી માત્ર $-348.7 \text{ kJ mol}^{-1}$ છે. એ બન્નેનો સરવાળો $147.1 \text{ kJ mol}^{-1}$ NaCl(s) ની લેટિસ સર્જન એન્થાલ્પી

(-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 અષ્ટકની પ્રાપ્તિથી.

લેટિસ એન્થાલ્પી આયનીય બંધના સર્જનમાં ચાવીરૂપ ભૂમિકા ભજવે 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.

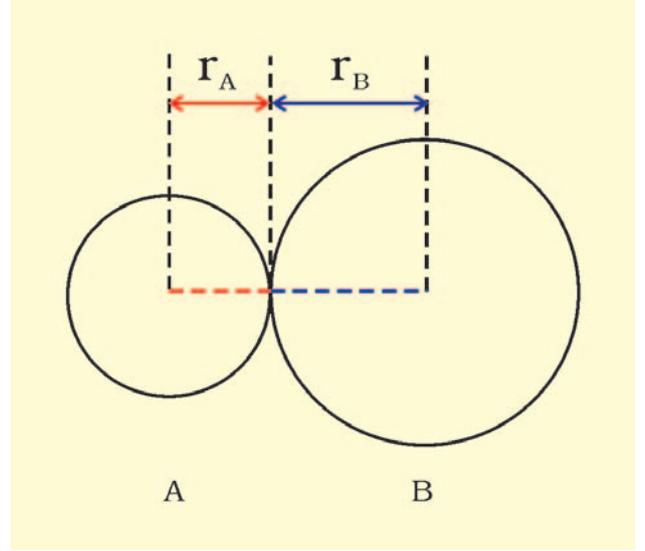
આ ઘટનામાં અસમાન ભાર ધરાવતા આયનો વચ્ચે આકર્ષણ અને સમાન ભાર ધરાવતા આયનો વચ્ચેના અપાકર્ષણ બળનો સમાવેશ થાય છે. ઘન સ્ફટિક ત્રિપરિમાણીય હોવાથી માત્ર આકર્ષણ અને અપાકર્ષણ બળો વચ્ચેની પારસ્પરિક ક્રિયા પરથી લેટિસ એન્થાલ્પી સીધા જ ગણી શકાય નહિ. સ્ફટિક ભૂમિતિ સાથે સંકળાયેલ પરિબળોનો સમાવેશ કરવો પડે.

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 ઈલેક્ટ્રોન વિવર્તન તકનીકોથી નક્કી કરી શકાય છે. જેનો અભ્યાસ તમે ઉચ્ચતર ધોરણોમાં કરશો. બંધિત થયેલા પરમાણુઓની જોડ બંધલંબાઈમાં ફાળો આપે છે (આકૃતિ 4.1). સહસંયોજક બંધમાં દરેક પરમાણુનો ફાળો તે પરમાણુની સહસંયોજક ત્રિજ્યા કહેવાય છે.

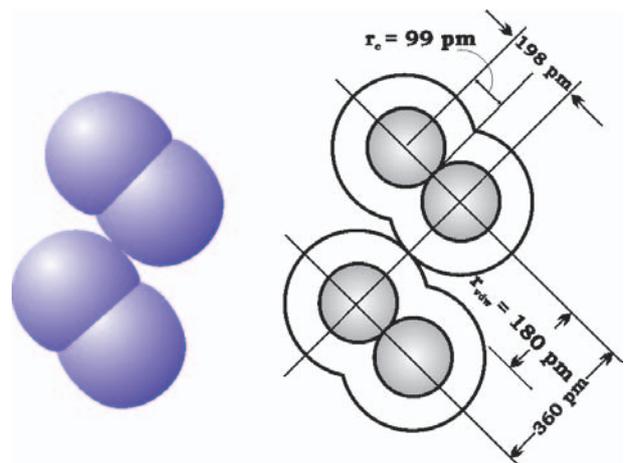
બંધિત અવસ્થામાં કોઈ પરમાણુના કોર જે સંલગ્ન પરમાણુના કોર સાથે સંપર્કમાં હોય છે તેમની ત્રિજ્યા પરથી સહસંયોજક ત્રિજ્યા માપવામાં આવે છે. સમાન અણુમાં



આકૃતિ 4.1 સહસંયોજક અણુ ABની બંધલંબાઈ

$$R = r_A + r_B \text{ (R બંધ ત્રિજ્યા છે અને } r_A \text{ અને } r_B \text{ અનુક્રમે પરમાણુઓ A અને Bની સહસંયોજક ત્રિજ્યાઓ છે.)}$$

સહસંયોજક બંધથી જોડાયેલા બે સમાન પરમાણુઓ વચ્ચેના અંતરનું અડધું મૂલ્ય છે. વાનુ ડર વાલ્સ ત્રિજ્યા પરમાણુની એકંદરે ત્રિજ્યા દર્શાવે છે. જેમાં અબંધકારક પરિસ્થિતિમાંના સંયોજકતા કોશનો સમાવેશ કરે છે. ઉપરાંત, વાનુ ડર વાલ્સ ત્રિજ્યા ઘનમાંના અલગ અલગ અણુઓમાંના બે સમાન પરમાણુઓ વચ્ચેના અંતરનું અડધું છે. ક્લોરિનની સહસંયોજક અને વાનુ ડર વાલ્સ ત્રિજ્યાઓ આકૃતિ 4.2માં દર્શાવેલ છે.



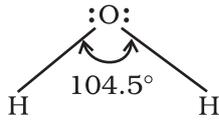
આકૃતિ 4.2 ક્લોરિન અણુમાં સહસંયોજક અને વાનુ ડર વાલ્સ ત્રિજ્યાઓ અંદરના વર્તુળ ક્લોરિન પરમાણુના કદને અનુરૂપ છે. (r_{vdw} અને r_c અનુક્રમે વાનુ ડર વાલ્સ અને સહસંયોજક ત્રિજ્યાઓ છે.)

એકલ બંધ, દ્વિબંધ અને ત્રિબંધની કેટલીક ખાસ ત્રિજ્યાઓ કોષ્ટક 4.2માં દર્શાવેલ છે. કેટલાક સામાન્ય અણુઓની બંધલંબાઈ કોષ્ટક 4.3માં આપેલી છે.

કેટલાક સામાન્ય તત્ત્વોની સહસંયોજક ત્રિજ્યાઓની યાદી કોષ્ટક 4.4માં કરેલ છે.

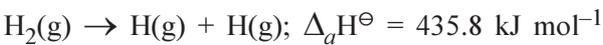
4.3.2 બંધકોણ (Bond Angle)

અણુ/સંકીર્ણ આયનમાં મધ્યસ્થ પરમાણુની આસપાસ બંધન ઇલેક્ટ્રોન 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 ખ્યાલ આપે છે અને તેથી તેનો આકાર નક્કી કરવામાં મદદરૂપ થાય છે. ઉદાહરણ તરીકે પાણીમાં H-O-H બંધકોણ નીચે પ્રમાણે રજૂ કરી શકાય :

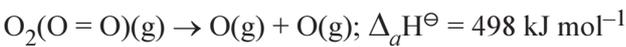


4.3.3 બંધ એન્થાલ્પી (Bond Enthalpy)

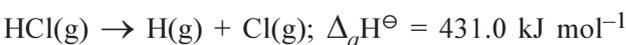
વાયુમય અવસ્થામાંના બે પરમાણુઓ વચ્ચે ખાસ પ્રકારના એક મોલ બંધને તોડવા માટે જરૂરી ઊર્જા તરીકે તેને વ્યાખ્યાયિત કરી શકાય છે. બંધ એન્થાલ્પીનો એકમ kJ mol^{-1} છે. ઉદાહરણ તરીકે હાઈડ્રોજન અણુમાં H-H બંધ એન્થાલ્પી $435.8 \text{ kJ mol}^{-1}$ છે.



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 પ્રબળ બંધન. HCl જેવા વિષમકેન્દ્રીય દ્વિઅણુ માટે આપણને મળશે.



બહુપરમાણ્વીય 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

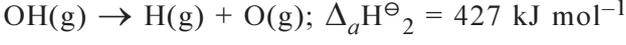
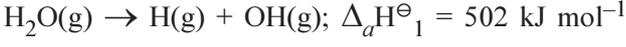
કોષ્ટક 4.3 કેટલાક સામાન્ય અણુમાં બંધલંબાઈ

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 ત્રિજ્યાઓ * $r_{\text{cov}}/(\text{pm})$

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 101	1 133	
		Sb 141	Te 137		

* ઉપર દર્શાવેલા મૂલ્યો એકલ બંધના છે. સિવાય કે (કૌંસ દર્શાવેલ). (એકમ 3 આવર્ત વલણ માટે જુઓ.)



$\Delta_a\text{H}^\ominus$ 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 બહુપરમાણ્વીય 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 બંધક્રમાંક (Bond Order)

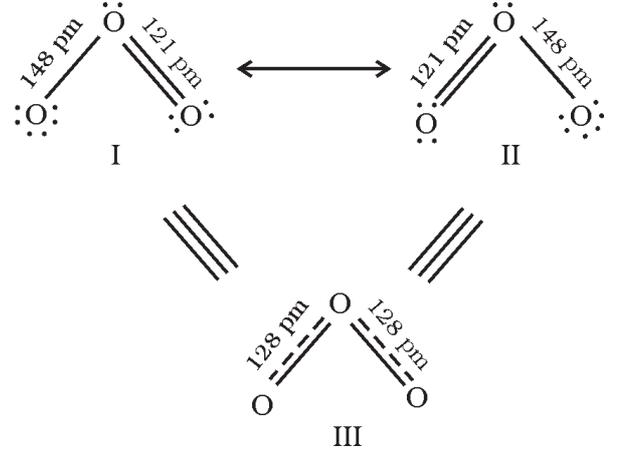
સહસંયોજક બંધના લુઈસ વર્ણનમાં બંધક્રમાંક અણુમાંના બે પરમાણુઓ વચ્ચેના બંધની સંખ્યા છે. બંધક્રમાંક ઉદાહરણ તરીકે લઈએ તો H_2 માં (એક ભાગીદારી ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ), O_2 માં (બે ભાગીદારી ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ) અને N_2 માં (ત્રણ ભાગીદારી ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ) અનુક્રમે 1, 2 અને 3 છે. એ જ પ્રમાણે COમાં C અને O વચ્ચે ત્રણ ભાગીદાર ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ છે. તેથી બંધક્રમાંક 3 છે અને તેની $\Delta_a\text{H}^\ominus$ 946 kJ mol⁻¹ છે જે દ્વિપરમાણ્વીય અણુઓ માટેના મૂલ્યોમાં સૌથી ઊંચી છે.

સમઇલેક્ટ્રોનીય અણુઓ અને આયનોને સમાન બંધક્રમાંક હોય છે. ઉદાહરણ તરીકે F_2 અને O_2^{2-} ને બંધક્રમાંક 1 છે. N_2 , CO અને NO^+ ને બંધક્રમાંક 3 છે.

અણુઓની સ્થાયિતાને સમજવા માટે ઉપયોગી સામાન્ય સહસંબંધ એ છે કે બંધક્રમાંકમાં 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 સમજાવવામાં 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 પણ છે. સામાન્ય O - O બંધ અને O = O બંધ લંબાઈ અનુક્રમે 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 નહિ.

O_3 જેવા અણુ માટે ચોક્કસ રચના દર્શાવવામાં મુશ્કેલી પડતી હોવાને કારણે સસ્પંદનનો ખ્યાલ દાખલ કરવામાં આવ્યો હતો. આ સસ્પંદનના ખ્યાલ પ્રમાણે, જ્યારે એક જ લુઈસ રચના અણુને ચોકસાઈથી વર્ણવી શકે નહિ ત્યારે સમાન ઊર્જા, કેન્દ્રના સ્થાન અને બંધકારક અને અબંધકારક ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મો દર્શાવતા ઘણા પ્રમાણિત સ્વરૂપો ગણતરીમાં લેવાય છે અને તેની સંકર રચના અણુનું ચોકસાઈપૂર્વક 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.

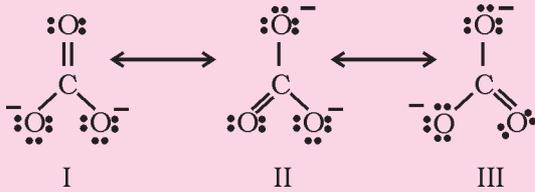
સસ્પંદન રચનાના કેટલાક અન્ય ઉદાહરણોમાં કાર્બોનેટ આયન અને કાર્બન ડાયોક્સાઈડ અણુ લઈ શકાય.

કોયડો 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 અપૂરતી 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.



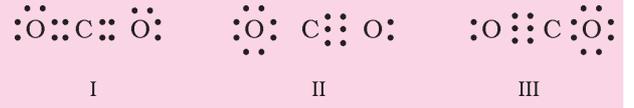
આકૃતિ 4.4 CO_3^{2-} માં સસ્પંદન I, II અને III ત્રણ વિહિત સ્વરૂપો દર્શાવેલ છે.

કોયડો 4.4

CO_2 અણુની 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 અનુક્રમે 121 pm અને 110 pm છે. CO_2 માં કાર્બન અને ઓક્સિજન $\text{C}=\text{O}$ અને $\text{C}\equiv\text{O}$ ના 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 શકાશે.



આકૃતિ 4.5 CO_2 માં સસ્પંદન I, II અને III ત્રણ વિહિત સ્વરૂપો દર્શાવેલ છે.

સામાન્ય રીતે કહી શકાય કે,

- સસ્પંદન અણુને 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. (આકૃતિ 4.3)

સસ્પંદન સાથે ઘણા ગેરખ્યાલો (misconcepts) સંકળાયેલા છે અને તેમને ફરી બદલવાની જરૂરિયાત છે. તમારે યાદ રાખવું જોઈશે કે,

- વિહિત સ્વરૂપોનું કોઈ સાચું અસ્તિત્વ હોતું નથી.
- અણુ અમુક સમય માટે એક વિહિત સ્વરૂપમાં હશે અને અમુક સમય માટે બીજા વિહિત સ્વરૂપમાં હશે તેવું અસ્તિત્વ ધરાવતા નથી.
- ચલરૂપકતા (ચલાવયવતા)(tautomerism)માં બે ચલરૂપકો (ચલાવયવ સ્વરૂપો)(કિટો અને ઈનોલ)માં જે પ્રકારનું સંતુલન હોય છે તેવું સંતુલન આમાં હોતું નથી.
- અણુને 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 ધ્રુવીયતા (Polarity of Bonds)

સો ટકા આયનીય અથવા સહસંયોજક બંધના અસ્તિત્વનો નિર્દેશ 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 કેન્દ્રની બરાબર મધ્યમાં જ ગોઠવાય છે. આ રીતે જે બંધ રચાય છે તેને અધ્રુવીય

બંધ કહે છે. આથી વિરુદ્ધ HF જેવા વિષમકેન્દ્રીય અણુની બાબતમાં બન્ને પરમાણુ વચ્ચેનું ભાગીદાર ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ ફ્લોરિન તરફ ખેંચાય છે, કારણ કે ફ્લોરિનની વિદ્યુતઋણતા (એકમ 3) હાઇડ્રોજનની વિદ્યુતઋણતા કરતાં ઘણી જ વધારે છે. પરિણમતો 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 ઋણ ભારના કેન્દ્રો વચ્ચેના અંતરનો ગુણાકાર છે અને તે સામાન્ય રીતે ગ્રીક અક્ષર μ વડે નિર્દેશિત કરાય છે. ગાણિતીય રીતે તેને નીચે પ્રમાણે રજૂ કરી શકાય :

$$\text{દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા } (\mu) = \text{ભાર } (Q) \times \text{અલગીકરણનું અંતર } (r)$$

દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા સામાન્ય રીતે ડીબાય એકમ (D)માં દર્શાવાય છે. તેનો પરિવર્તન ગુણક

$$1 \text{ D} = 3.33564 \times 10^{-30} \text{ C m છે.}$$

જ્યાં, C કુલોમ્બ છે અને m મીટરમાં છે.

આ ઉપરાંત દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા સદિશ રાશિ છે અને પ્રણાલિકા પ્રમાણે તેને નાના તીર વડે દર્શાવાય છે. જેમાં પૂંછડીને ઋણ કેન્દ્ર અને શીર્ષને ધન કેન્દ્ર તરફ દર્શાવાય છે, પરંતુ રસાયણવિજ્ઞાનમાં દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રાને કોસ (crossed) કરેલ તીર (\rightarrow)ને અણુની લુઇસ રચના પર મૂકવામાં આવે છે. કોસ ધન છેડા પર અને તીરનું શીર્ષ ઋણ છેડા પર હોય છે. ઉદાહરણ તરીકે HFને નીચે પ્રમાણે રજૂ કરી શકાય :

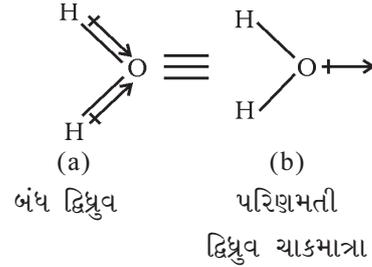


તીર અણુમાંની ઇલેક્ટ્રોન ધનતા સ્થાનાંતર(shift)ની દિશામાં હોવાની સંજ્ઞા દર્શાવે છે. એ નોંધવું જરૂરી છે કે કોસ તીરની દિશા પ્રણાલિકાગત દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા સદિશની ઉલટી દિશામાં હોય છે.



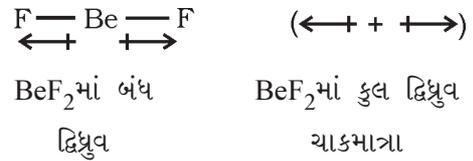
ડચ વૈજ્ઞાનિક પીટર ડીબાયે (Peter Debye) 1936માં ક્ષ-કિરણ વિવર્તન અને દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા પરના કાર્ય માટે નોબેલ પારિતોષિક મેળવ્યું હતું. દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રાની માત્રા ડીબાય એકમમાં દર્શાવાય છે, જે ડીબાય પ્રત્યેનું માન છે.

બહુપરમાણ્વીય અણુઓના કિસ્સામાં અણુની દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા જુદા જુદા બંધની દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રાનો સદિશ સરવાળો છે. ઉદાહરણ તરીકે H₂O અણુ કે જેને વળાંકવાળી (bent) રચના છે તેમાં બે O - H બંધ 104.5°ના ખૂણે દિક્ 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.

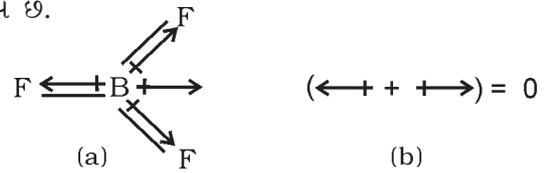


$$\begin{aligned} \text{ચોખ્ખી (net) દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા} &= 1.85 \text{ D} \\ &= 1.85 \times 3.33564 \times 10^{-30} \text{ C m} \\ &= 6.17 \times 10^{-30} \text{ C m} \end{aligned}$$

BeF₂ની 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.



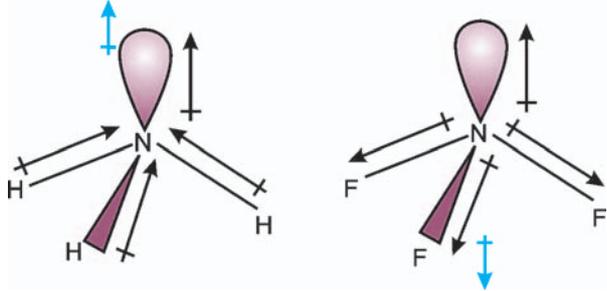
ત્રિપરિમાણીય અણુમાં ઉદાહરણ તરીકે BF₃માં દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા શૂન્ય છે. જો કે B \rightarrow F બંધ એકબીજાને 120° ખૂણે દિક્વિન્યાસ ધરાવે છે અને ત્રણેય દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રાનો સરવાળો કોઈ બે સરખી દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રાનો સરવાળો ત્રીજાની વિરુદ્ધમાં હોય છે.



BF₃ અણુ; (a) બંધ દ્વિધ્રુવ અને (b) કુલ દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રાની રજૂઆત

આપણે NH₃ અને NF₃ની રસપ્રદ બાબતનો અભ્યાસ કરીએ. બન્ને અણુઓને પિરામીડલ આકાર હોય છે અને નાઇટ્રોજન પરમાણુ પર ઇલેક્ટ્રોનનું અબંધકારક યુગ્મ હોય છે. ફ્લોરિન નાઇટ્રોજન કરતાં વધુ વિદ્યુતઋણમય છે છતાં NH₃ની પરિણમતી દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા ($4.90 \times 10^{-30} \text{ C m}$) NF₃ની પરિણમતી દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા ($0.8 \times 10^{-30} \text{ C m}$) કરતાં વધારે છે. આમ થવાનું કારણ એ છે કે NH₃ની

બાબતમાં અબંધકારક યુગ્મને કારણે ક્ષકીય દ્વિધ્રુવ એક જ દિશામાં હોય છે. જે N-H બંધની પરિણમતી દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રાની દિશામાં હોય છે, જ્યારે NF₃માં ત્રણ N-F બંધની પરિણમતી દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રાની વિરુદ્ધ દિશામાં હોય છે. અબંધકારક યુગ્મને લીધે ક્ષકીય દ્વિધ્રુવ N-F બંધનીય પરિણમતી દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા પરની અસરમાં ઘટાડો કરે છે. આને પરિણામે NF₃ની દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા નીચું મૂલ્ય ધરાવે છે. જે નીચે દર્શાવેલ છે :



NH₃માં પરિણમતી
દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા
= 4.90×10^{-30} C m

NF₃માં પરિણમતી
દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા
= 0.80×10^{-30} C m

કોષ્ટક 4.5માં કેટલાક અણુઓની દ્વિધ્રુવ 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 ફજાન વડે નીચેના સ્વરૂપમાં ચર્ચવામાં આવી હતી :

- 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 સંક્રાંતિ ધાતુ ધનાયનમાં જેની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના $(n-1)d^n s^0$ છે તે આલ્કલી અને આલ્કલાઈન અર્થ ધાતુ ધનાયન જેની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના ઉમદા વાયુ જેવી $ns^2 np^6$ છે તેના કરતાં વધુ ધ્રુવીકરણ પામે છે.

ધનાયન પોતાની તરફ ઈલેક્ટ્રોનીય ભારને ખેંચીને ઋણાયનને ધ્રુવીભૂત કરે છે. અને તેને લીધે બન્ને વચ્ચે ઈલેક્ટ્રોનીય ભાર વધારે છે. સહસંયોજક બંધમાં ચોક્સાઈપૂર્વક આ પ્રમાણે બને છે એટલે કે બે કેન્દ્રો વચ્ચે ભારઘનતા રચાય છે. ધનાયનની ધ્રુવીભવન શક્તિ, ઋણાયનની ધ્રુવીભવનીયતા અને વિકૃતિ માત્રા (ધ્રુવીભવન) પરિબળો છે જે આયનીય બંધની સહસંયોજક લાક્ષણિકતાના ટકા નક્કી કરે છે.

4.4 સંયોજકતા કોશ ઈલેક્ટ્રોન યુગ્મ અપાકર્ષણ (VSEPR) સિદ્ધાંત (The Valence Shell Electron Pair Repulsion Theory)

અગાઉ સમજાવ્યા પ્રમાણે લુઈસ પ્યાલ અણુના આકાર સમજાવી શકતો નથી. આ સિદ્ધાંત સહસંયોજક અણુના આકારનું

કોષ્ટક 4.5 પસંદ કરેલા અણુઓની દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા

અણુનો પ્રકાર	ઉદાહરણ	દ્વિધ્રુવ 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	ત્રિકોણીય પિરામિડલ
	NF ₃	0.23	ત્રિકોણીય પિરામિડલ
	BF ₃	0	ત્રિકોણીય સમતલ
અણુ (AB ₄)	CH ₄	0	સમચતુષ્ફલકીય
	CHCl ₃	1.04	સમચતુષ્ફલકીય
	CCl ₄	0	સમચતુષ્ફલકીય

પ્રાકૃકથન કરવા માટે સરળ પદ્ધતિ પૂરી પાડે છે. સિજવિક (Sidgwick) અને પોવેલે (Powell) 1940માં પરમાણુની સંયોજકતા કોશમાંના ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મની પારસ્પરિક ક્રિયાઓ વિશે એક સરળ સિદ્ધાંત પ્રતિપાદિત કર્યો. નાયહોલ્મ (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 ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ (બંધકારક અને અબંધકારક)ની સંખ્યા પર આધાર રાખે છે.
- સંયોજકતા કોશમાં ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મો અપાકર્ષણ કરશે કારણ કે તેમના ઇલેક્ટ્રોન વાદળ ઋણભારિત છે.
- આ ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ અવકાશમાં એવી રીતે ગોઠવાય છે જેથી અપાકર્ષણ ઓછું થાય અને આમ તેમની વચ્ચેનું અંતર વધે છે.
- સંયોજકતા કોશને વર્તુળાકાર લેવામાં આવે છે. જેમાં ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ એકબીજાથી મહત્તમ અંતરે વર્તુળાકાર સપાટી પર સ્થાનીકૃત થાય છે.
- બહુ બંધને એકલ ઇલેક્ટ્રોન-યુગ્મ જેવા ગણવામાં આવે છે અને બહુ બંધના બે કે ત્રણ ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ એકલ અતિ (super) યુગ્મ તરીકે ગણવામાં આવે છે.
- અણુ જ્યાં બે કે વધારે સરખાંદન રચના રજૂ કરી શકે છે ત્યાં VSEPR નમૂનો આવી કોઈ રચનાને લાગુ પાડી શકાય છે.

ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મની અપાકર્ષણીય પારસ્પરિક ક્રિયા નીચેના ક્રમમાં ઘટે છે.

અબંધકારક યુગ્મ (lp) – અબંધકારક યુગ્મ (lp) > અબંધકારક યુગ્મ (lp) – બંધકારક યુગ્મ (bp) > બંધકારક યુગ્મ (bp) – બંધકારક યુગ્મ (bp)

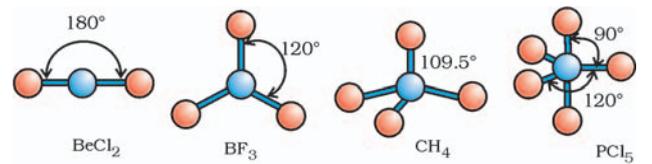
નાયહોલ્મ અને ગિલેસ્પીએ (1957) VSEPR નમૂનાને પુનઃવ્યાખ્યાયિત કર્યો અને ઇલેક્ટ્રોનના અબંધકારક યુગ્મ અને બંધકારક યુગ્મ વચ્ચેનો અગત્યનો ભેદ સમજાવ્યો. જ્યારે અબંધકારક યુગ્મ મધ્યસ્થ પરમાણુ પર સ્થાનીકૃત હોય ત્યારે દરેક બંધકારક યુગ્મ બન્ને પરમાણુઓ વચ્ચે ભાગીદાર બને છે. આને પરિણામે અણુમાં અબંધકારક ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ બંધકારક યુગ્મ કરતાં વધારે જગ્યા રોકે છે. આને પરિણામે અબંધકારક ઇલેક્ટ્રોનના યુગ્મો વચ્ચે અબંધકારક યુગ્મ – બંધકારક યુગ્મ અને બંધકારક યુગ્મ – બંધકારક યુગ્મની

સરખામણીમાં વધારે અપાકર્ષણ પરિણમે છે. આ અપાકર્ષણ અસરથી આદર્શ આકાર અને અણુમાં બંધકોણના ફેરફારો (alteration) વિચલનમાં પરિણમે છે.

VSEPR સિદ્ધાંતની મદદથી ભૌમિતિક આકારનું પ્રાકૃકથન કરવા માટે અણુઓને બે વિભાગમાં વહેંચી દેવાનું અનુકૂળ બને છે. (i) અણુઓ કે જેમાં મધ્યસ્થ પરમાણુને અબંધકારક ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ હોતું નથી. (ii) અણુઓ કે જેમાં મધ્યસ્થ પરમાણુના એક અથવા વધારે અબંધકારક યુગ્મ હોય છે.

કોષ્ટક 4.6 મધ્યસ્થ પરમાણુ Aના આસપાસ ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ (અબંધકારક યુગ્મ સિવાય) ગોઠવણી અને AB પ્રકારના કેટલાક અણુઓ/આયનોની ભૂમિતિ દર્શાવે છે. કોષ્ટક 4.7 કેટલાક અણુઓ અને આયનોના આકાર દર્શાવે છે, જેમાં મધ્યસ્થ પરમાણુને એક અથવા વધારે અબંધકારક યુગ્મ છે. કોષ્ટક 4.8 અણુઓની ભૂમિતિમાં વિકૃતિ (distortion) માટેના કારણો દર્શાવે છે.

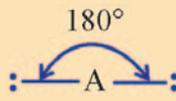
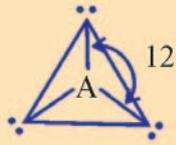
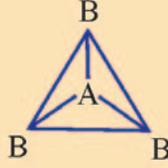
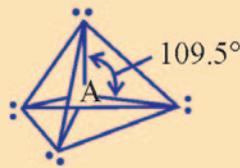
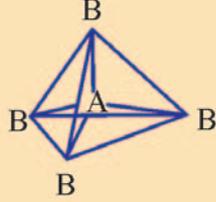
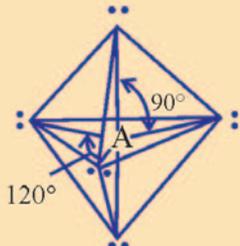
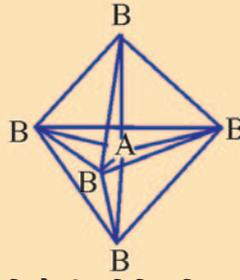
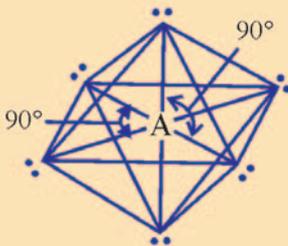
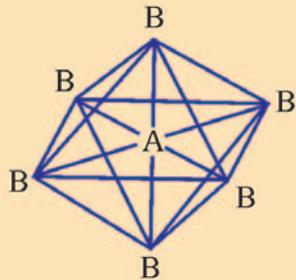
કોષ્ટક 4.6માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે AB₂, AB₃, AB₄, AB₅ અને AB₆ સંયોજનોમાં ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મની ગોઠવણીમાં અને મધ્યસ્થ પરમાણુની આસપાસ B પરમાણુઓ અનુક્રમે રેખીય, સમતલીય સમત્રિકોણીય, ચતુષ્ફલકીય, ત્રિકોણીય દ્વિપિરામિડલ અને અષ્ટફલકીય રીતે હોય છે. આવી ગોઠવણી BF₃ (AB₃), CH₄ (AB₄), PCl₅ (AB₅) જેવા અણુઓમાં નીચે દર્શાવ્યા પ્રમાણે તેમના દડા અને સળી (stick) નમૂનામાં દર્શાવેલ છે.



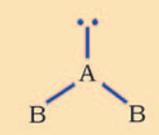
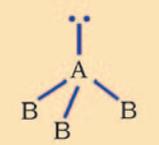
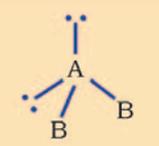
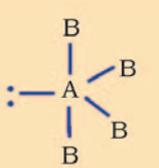
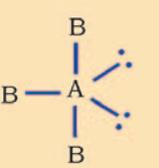
આકૃતિ 4.6 મધ્યસ્થ પરમાણુને અબંધકારક યુગ્મ નથી તેવા અણુઓના પ્રકાર

VSEPR સિદ્ધાંત ખાસ કરીને *p*-વિભાગ તત્ત્વોના સંયોજનોના મોટા ભાગના અણુઓની ભૂમિતિનું પ્રાકૃકથન કરી શકે છે. બે શક્ય રચનાઓ વચ્ચે ઊર્જા ફેરફાર ઓછો હોય ત્યારે પણ ખૂબ જ ચોક્કસાઈથી ભૂમિતિ નક્કી કરવામાં ઘણો સફળ રહ્યો છે. VSEPR સિદ્ધાંતનો સૈદ્ધાંતિક પાયો ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ અપાકર્ષણની આણ્વીય આકાર પર અસરને સમજાવવામાં સ્પષ્ટ નથી અને તે શંકા અને ચર્ચાના વિષય તરીકે ચાલુ રહે છે.

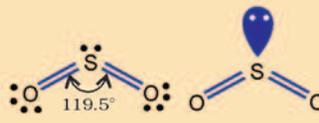
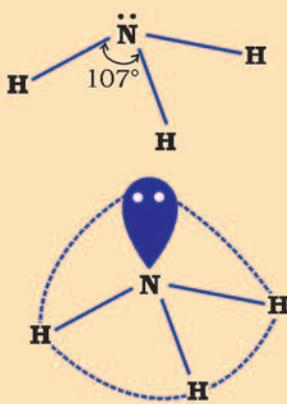
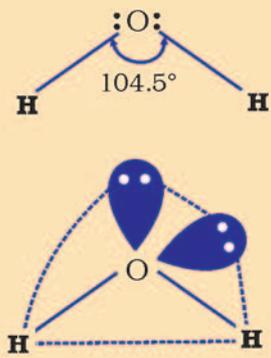
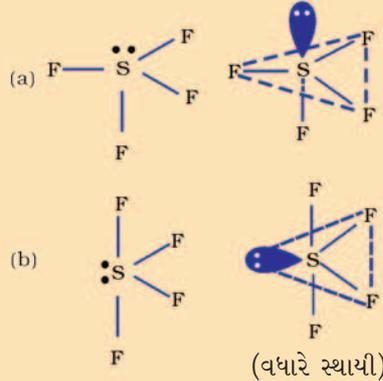
કોષ્ટક 4.6 અણુઓની ભૂમિતિ જેમાં મધ્યસ્થ પરમાણુને અબંધકારક ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ હોતું નથી

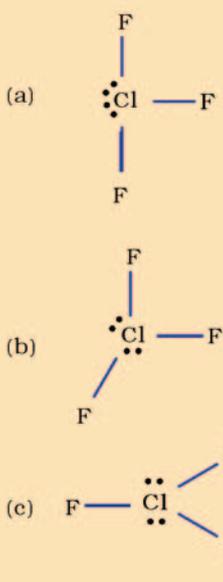
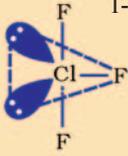
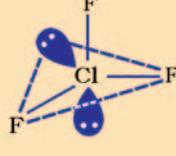
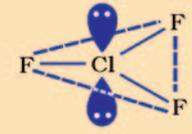
ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મની સંખ્યા	ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મની ગોઠવણી	આણ્વીય ભૂમિતિ	ઉદાહરણો
2	 <p>રેખીય</p>	B—A—B રેખીય	BeCl ₂ , HgCl ₂
3	 <p>સમતલીય સમત્રિકોણીય</p>	 <p>સમતલીય સમત્રિકોણીય</p>	BF ₃
4	 <p>સમચતુષ્ફલકીય</p>	 <p>સમચતુષ્ફલકીય</p>	CH ₄ , NH ₄ ⁺
5	 <p>ત્રિકોણીય દ્વિપિરામિડલ</p>	 <p>ત્રિકોણીય દ્વિપિરામિડલ</p>	PCl ₅
6	 <p>અષ્ટફલકીય</p>	 <p>અષ્ટફલકીય</p>	SF ₆

કોષ્ટક 4.7 સાદા અણુ/આયનો જેમાં મધ્યસ્થ 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	 <p>ત્રિકોણીય સમતલ</p>	વળેલો (bent)	SO_2, O_3
AB_3E	3	1	 <p>સમચતુષ્કલકીય</p>	ત્રિકોણીય પિરામિડલ	NH_3
AB_2E_2	2	2	 <p>સમચતુષ્કલકીય</p>	વળેલો	H_2O
AB_4E	4	1	 <p>ત્રિકોણીય દ્વિપિરામિડલ</p>	ચીચવો (see saw)	SF_4
AB_3E_2	3	2	 <p>ત્રિકોણીય દ્વિપિરામિડલ</p>	T-આકાર	ClF_3
AB_5E	5	1	 <p>અષ્ટફલકીય</p>	સમચોરસ પિરામિડ	BrF_5
AB_4E_2	4	2	 <p>અષ્ટફલકીય</p>	સમતલીય ચોરસ	XeF_4

કોષ્ટક 4.8 બંધકારક યુગ્મ અને અબંધકારક યુગ્મ ધરાવતા અણુઓના આકાર

અણુ પ્રકાર	બંધકારક યુગ્મની સંખ્યા	અબંધકારક યુગ્મની સંખ્યા	ઇલેક્ટ્રોનની ગોઠવણી	આકાર	મેળવેલા આકાર માટે કારણ
AB ₂ E	4	1		વળેલો	સૈદ્ધાંતિક રીતે આકાર ત્રિકોણીય સમતલ હોવો જોઈએ, પરંતુ તે વળેલો અથવા V-આકારનો હોય છે. આનું કારણ એ છે કે અબંધકારક યુગ્મ અને બંધકારક યુગ્મ વચ્ચે અપાકર્ષણ. બંધકારક યુગ્મની સરખામણીમાં અપાકર્ષણ વધારે હોય છે. તેથી ખૂણો 120°થી ઘટીને 119.5° થાય છે.
AB ₃ E	3	1		ત્રિકોણીય પિરામિડલ	lp ના સ્થાને bp હોત તો આકાર સમચતુષ્ફલકીય હોત પણ એક અબંધકારક યુગ્મ હાજર છે. તેથી lp-bp વચ્ચેનું અપાકર્ષણ bp-bp વચ્ચેના અપાકર્ષણ કરતાં વધારે છે તેથી બંધકારક યુગ્મ વચ્ચેનો ખૂણો 109.5°થી ઘટીને 107° થાય છે.
AB ₂ E ₂	2	2		વળેલો	જો બધા જ bp હોત તો આકાર સમચતુષ્ફલકીય હોત પણ બે lp હાજર છે. તેથી આકાર વિકૃત સમચતુષ્ફલક અથવા કોણીય બને છે. કારણ એ છે કે lp-lp અપાકર્ષણ bp-bp અપાકર્ષણ કરતાં વધારે છે તેથી ખૂણો 109.5°થી ઘટીને 104.5° થાય છે.
AB ₄ E	4	1		ચીચવો	(a)માં lp અક્ષીય છે તેથી 90°ને ખૂણે ત્રણ lp-bp અપાકર્ષણ (b)માં lp વિષુવવૃત્તીય સ્થિતિમાં બે lp-bp અપાકર્ષણ છે. આથી (b) ગોઠવણી વધુ સ્થાયી છે. ગોઠવણી (b)માં દર્શાવેલ આકાર વિકૃત સમચતુષ્ફલક એક ગડી (fold) વાળેલા ચોરસ અથવા ચીચવો તરીકે રજૂ કરી શકાય.

અણુ પ્રકાર	બંધકારક યુગ્મની સંખ્યા	અબંધકારક યુગ્મની સંખ્યા	ઇલેક્ટ્રોનની ગોઠવણી	આકાર	મેળવેલા આકાર માટે કારણ
AB_3E_2	3	2	 <p>(a)  T-આકાર</p> <p>(b) </p> <p>(c) </p>		T આકાર (a)માં l_p વિષુવૃત્તીય સ્થાનમાં છે. તેથી l_p - bp અપાકર્ષણ બીજામાં જેમાં l_p અક્ષીય સ્થાનમાં હોય છે તેના કરતાં ઓછા હોય છે તેથી રચના (a) સૌથી વધુ સ્થાયી છે. (T-આકાર)

4.5 સંયોજકતા બંધનવાદ (Valence Bond Theory)

આપણે જાણીએ છીએ કે લુઈસ અભિગમ અણુના 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 અણુઓ માટે કારણ દર્શાવી શકતો નથી. વળી તે કેટલાક અણુઓ જેવાં કે H_2 ($435.8 \text{ kJ mol}^{-1}$; 74 pm) અને F_2 (155 kJ mol^{-1} ; 144 pm) માટે બંધ વિયોજન ઊર્જામાં અને બંધ લંબાઈમાં તફાવત માટે કોઈ કારણ દર્શાવતો નથી. જો કે આ બંને કિસ્સામાં સહસંયોજક બંધ અનુરૂપ પરમાણુ વચ્ચે ઇલેક્ટ્રોન ભાગીદારીથી રચાયેલો છે. તે બહુપરમાણ્વીય અણુના આકાર માટે કોઈ માહિતી આપતો નથી.

એ જ પ્રમાણે VSEPR સિદ્ધાંત સાદા અણુઓની 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 ક્વોન્ટમ યાંત્રિકીય સિદ્ધાંતના પાયા પર રચાયેલ છે તે દાખલ થયાં. આ છે - સંયોજકતા બંધન (VB) વાદ અને આણ્વીય કક્ષક (MO) વાદ.

સંયોજકતા બંધનવાદ 1927માં હિટલર (Heitler) અને લંડને (London) દાખલ કરેલો જેનો પાઉલિંગ અને અન્યોએ

બહુ વિકસાવ્યો. સંયોજકતા બંધન વાદ પરની ચર્ચાનો આધાર પરમાણ્વીય કક્ષકો, તત્વોની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના (એકમ 2), પરમાણ્વીય કક્ષકોનું અતિવ્યાપન (overlapping) અથવા સંમિશ્રણ, પરમાણ્વીય કક્ષકોના સંકરણ અને વિચરણ (variation) તથા અધ્યારોપણ (superposition) ઉપર આધારિત છે. આ બાબતોના આધાર પર VB વાદનું ખરેખર વિવેચન આ પુસ્તકની તાકાત બહારનું છે. આ માટે અનુકૂળતા ખાતર સંયોજકતા બંધન વાદ માત્ર ગુણાત્મક અને બિનગાણિતીય રીતે જ ચર્ચવામાં આવેલ છે. આની શરૂઆત આપણે હાઈડ્રોજન અણુની રચનાથી કરીએ જે બધા અણુઓમાં સૌથી સરળ છે.

બે હાઈડ્રોજન પરમાણુઓ A અને B તેમના કેન્દ્ર N_A અને N_B તરફ એકબીજાની નજીક હોય છે અને તેમના ઇલેક્ટ્રોન અનુક્રમે e_A અને e_B છે, જ્યારે આ બે પરમાણુઓ એકબીજાથી ઘણું જ દૂર હોય તો તેમની વચ્ચે પારસ્પરિક ક્રિયા નહિ થાય. આ બંને પરમાણુઓ જેમ જેમ એકબીજાની નજીક આવે છે તેમ તેમ નવા આકર્ષણ અપાકર્ષણ બળો ક્રિયામાં આવે છે. આકર્ષણ બળો નીચેની બાબતો વચ્ચે ઉદ્ભવે છે :

- (i) એક પરમાણુનું કેન્દ્ર અને પોતાનો ઇલેક્ટ્રોન એટલે કે $N_A - e_A$ અને $N_B - e_B$.

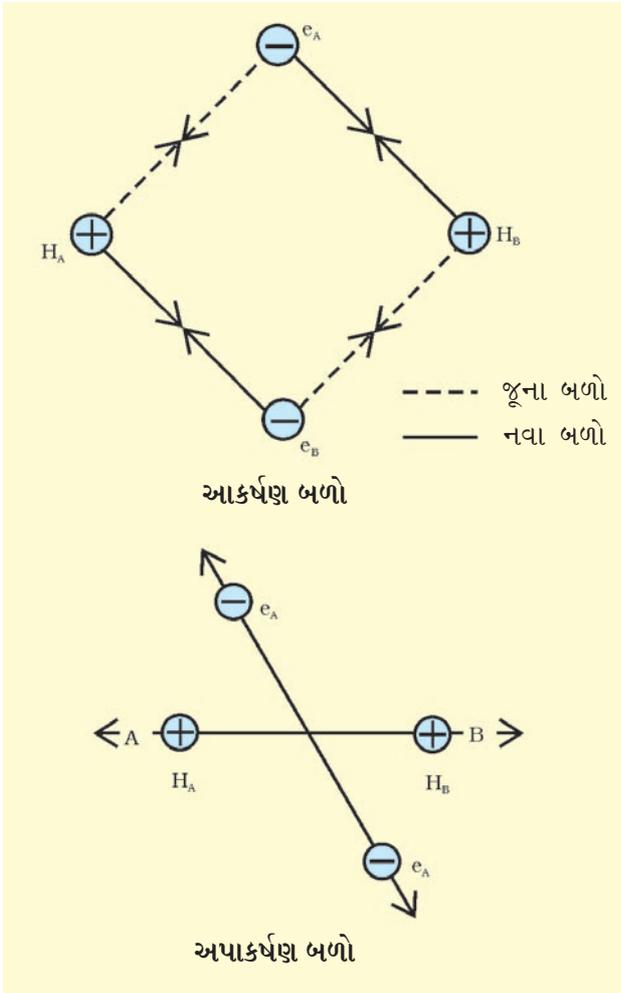
(ii) એક પરમાણુનું કેન્દ્ર અને બીજા પરમાણુનો ઇલેક્ટ્રોન એટલે કે $N_A - e_B$ અને $N_B - e_A$.

આ જ પ્રમાણે અપાકર્ષણ બળો નીચેની બાબતો વચ્ચે ઉદ્ભવે છે :

(i) બન્ને પરમાણુઓના ઇલેક્ટ્રોન $e_A - e_B$.

(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)

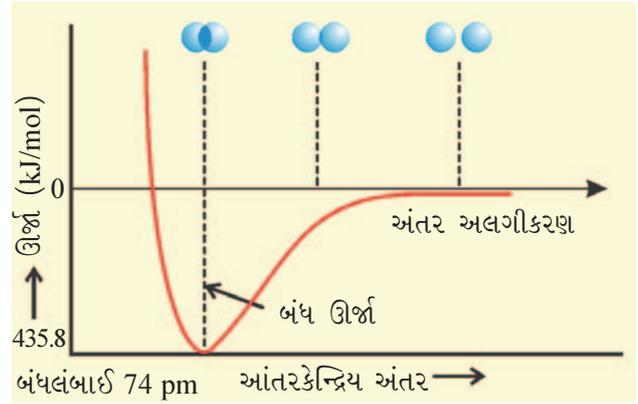
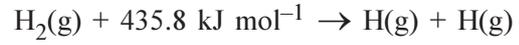


આકૃતિ 4.7 H_2 અણુની રચના દરમિયાનના આકર્ષણ અને અપાકર્ષણ બળો

પ્રાયોગિક રીતે એ જણાયું 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 ચોખ્ખું (net) આકર્ષણ બળ અપાકર્ષણ બળ એકબીજાને

સમતુલિત કરે છે અને પ્રણાલી નિમ્નતમ 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 એન્ટાલ્પી** કહે છે. આકૃતિ 4.8માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે નિમ્નતમ સ્થિતિને અનુરૂપ હોય છે. વિપરીત રીતે કહીએ તો 435.8 kJ ઊર્જાની એક મોલ અણુને વિયોજિત કરવા માટે જરૂર પડશે.



આકૃતિ 4.8 H પરમાણુઓના આંતરકેન્દ્રિય અંતર અને H_2 અણુ બનવા માટેનો સ્થિતિજ ઊર્જાનો વક્ર. વક્રમાં નિમ્નતમ અવસ્થા H_2 ની વધુ સ્થાયી અવસ્થાને અનુરૂપ છે.

4.5.1 કક્ષકીય સંમિશ્રણ ખ્યાલ (Orbital Overlap Concept)

હાઇડ્રોજન અણુની રચનામાં જ્યારે બન્ને હાઇડ્રોજન પરમાણુ એટલા નજીક હોય છે એટલે કે નિમ્નતમ ઊર્જા હોય છે. આથી તેમની કક્ષકો કંઈક અંશે આંતરભેદન (interpenetration) દર્શાવે છે. આ આંશિક આંતરભેદનને પરમાણ્વીય કક્ષકોનું સંમિશ્રણ કહે છે. જે ઇલેક્ટ્રોનનું યુગ્મ 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 ખ્યાલથી બે પરમાણુઓ વચ્ચે સહસંયોજક બંધની રચના વિરુદ્ધ ભ્રમણ ધરાવતા સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મને કારણે પરિણમે છે.

4.5.2 બંધના દિશાત્મક ગુણધર્મો (Directional Properties of Bonds)

આપણે જોયું તેમ સહસંયોજક બંધ પરમાણ્વીય કક્ષકોના સંમિશ્રણથી રચાય છે. બે H પરમાણુની 1s-કક્ષકોના સંમિશ્રણથી H₂નો અણુ બને છે.

CH₄, NH₃ અને H₂O જેવા બહુપરમાણ્વીય અણુઓની ભૂમિતિ, બંધ રચના ઉપરાંત પણ અગત્યની છે. ઉદાહરણ તરીકે CH₄ અણુ શા માટે ચતુષ્ફલકીય અણુ છે અને HCH ખૂણો 109.5° છે ? NH₃ અણુનો આકાર શા માટે પિરામિડલ છે ?

સંયોજકતા બંધન વાદ CH₄, NH₃ અને H₂O વગેરે જેવા અણુઓમાં બંધની રચના અને દિશાત્મક ગુણધર્મો પરમાણ્વીય કક્ષકોના સંમિશ્રણ અને સંકરણના પર્યાય(સંદર્ભ)માં સમજાવી શકે છે.

4.5.3 પરમાણ્વીય કક્ષકોનું સંમિશ્રણ (Overlapping of Atomic Orbitals)

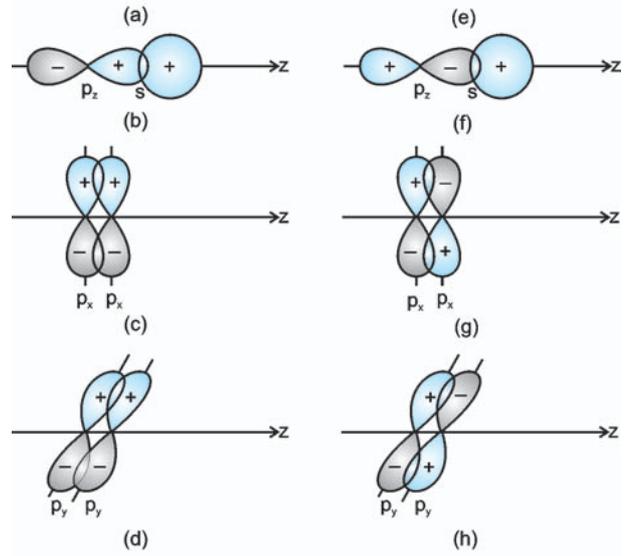
જ્યારે બે પરમાણુઓની કક્ષકો નજીક આવીને બંધ બનાવે છે ત્યારે તેમનું સંમિશ્રણ ધન, ઋણ અથવા શૂન્ય હોઈ શકે છે જેનો આધાર અવકાશમાં કક્ષકીય તરંગ વિધેય સંજ્ઞા (કલા-phase) અને દિક્વિન્યાસની દિશા પર હોય છે (આકૃતિ 4.9). સીમા સપાટી આકૃતિઓમાં કક્ષકીય તરંગ વિધેયની ધન કે ઋણ સંજ્ઞા ભાર સાથે સંબંધિત નથી. બંધ રચતી કક્ષકોની સંજ્ઞા (કલા) અને દિક્વિન્યાસ સમાન હોવા જોઈએ. આને ધન સંમિશ્રણ કહે છે. s અને p કક્ષકોનાં જુદા જુદા મિશ્રણ આકૃતિ 4.9માં દર્શાવેલ છે.

સહસંયોજક બંધની રચનામાં અગત્યના અવયવ તરીકે સંમિશ્રણનો ખ્યાલ એકસરખી રીતે સમકેન્દ્રીય અને વિષમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણ્વીય અણુને અને બહુપરમાણ્વીય અણુઓને લાગુ પડે છે. આપણે જાણીએ છીએ કે CH₄, NH₃ અને H₂O અણુ અનુક્રમે સમચતુષ્ફલક, પિરામિડલ અને વળેલા છે. આથી એ રસપ્રદ થશે કે સંયોજકતા બંધન વાદના ઉપયોગથી આ ભૂમિતિઓ કક્ષકીય સંમિશ્રણના અર્થમાં સમજાવી શકાશે.

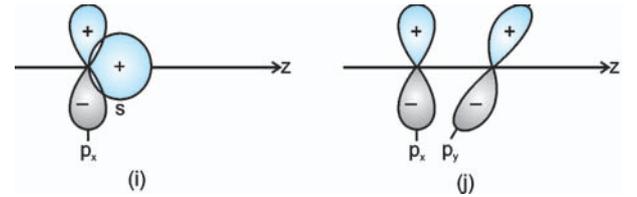
આપણે પ્રથમ CH₄ (મિથેન) અણુ લઈએ. કાર્બનની ધરા અવસ્થામાં ઇલેક્ટ્રોનીય રચના [He]2s²2p² છે. જે ઉત્તેજિત અવસ્થામાં [He]2s¹2p_x¹2p_y¹2p_z¹ બને છે. આ ઉત્તેજન માટે જરૂરી ઊર્જા કાર્બન અને હાઈડ્રોજનની કક્ષકો વચ્ચેના

ધન અથવા કલામાં સંમિશ્રણ

ઋણ અથવા કલાની બહાર સંમિશ્રણ



શૂન્ય સંમિશ્રણ (કલાની બહાર કારણ કે દિશાઓને નજીક જવું.)



આકૃતિ 4.9 s અને p પરમાણ્વીય કક્ષકોનું ધન, ઋણ અને શૂન્ય સંમિશ્રણ

સંમિશ્રણને લીધે મુક્ત થતી ઊર્જા સાથે સરભર (compensate) થાય છે.

કાર્બનની ચાર પરમાણ્વીય કક્ષકોમાંની દરેક જેની પાસે એક અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રોન છે તે ચાર હાઈડ્રોજન પરમાણુની 1s કક્ષકો જે એક જ ઇલેક્ટ્રોનથી ભરાયેલી છે. તેની સાથે સંમિશ્રણ કરશે. આને પરિણામે ચાર C-H બંધ રચાશે. એ નોંધવામાં આવશે કે કાર્બનની ત્રણ p-કક્ષકો એકબીજાને 90°ના ખૂણે છે તેથી HCH ખૂણો 90° થશે. એટલે કે ત્રણ C-H બંધ એકબીજાને 90°ના ખૂણે દિક્વિન્યાસ દર્શાવશે. કાર્બનની 2s-કક્ષક અને Hની 1s-કક્ષક વર્તુળાકાર રીતે સંમિશ્રિત છે અને તેઓ ગમે તે દિશામાં સંમિશ્રણ થઈ શકે છે તેથી ચોથા C-H બંધની ખાત્રી થઈ શકશે નહિ. આ વર્ણન સમચતુષ્ફલક HCHના 109.5° ખૂણા સાથે બંધબેસશે નહિ. એમ થાય છે કે સરળ પરમાણ્વીય કક્ષકોનું સંમિશ્રણ CH₄ના 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)

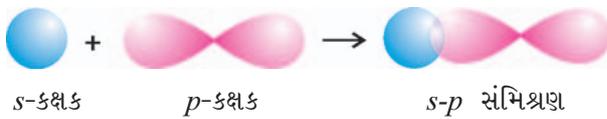
સહસંયોજક બંધ સંમિશ્રણના પ્રકાર પ્રમાણે બે પ્રકારમાં વર્ગીકૃત કરી શકાય : (i) સિગ્મા (σ) બંધ (ii) પાઈ (π) બંધ.

(i) સિગ્મા (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 કહે છે. આની રચના પરમાણ્વીય કક્ષકોના નીચે દર્શાવ્યા પ્રમાણેના જોડાણના કોઈ એક પ્રકારથી રચાય છે.

- **s-s સંમિશ્રણ** : આમાં બે અર્ધપૂર્ણ s-કક્ષકોનું આંતરકેન્દ્રિય અક્ષ પરનું સંમિશ્રણ હોય છે જે નીચે પ્રમાણે દર્શાવેલ છે :



- **s-p સંમિશ્રણ** : આ પ્રકારનું સંમિશ્રણ એક પરમાણુની અર્ધપૂર્ણ s-કક્ષકો અને બીજા પરમાણુની અર્ધપૂર્ણ p-કક્ષકો વચ્ચે હોય છે.

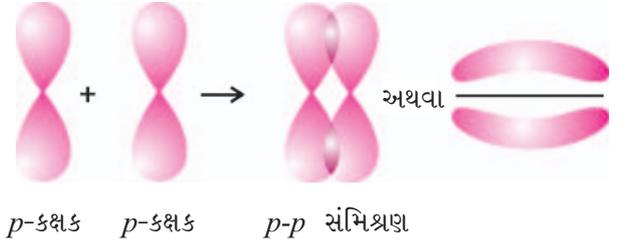


- **p-p સંમિશ્રણ** : આ પ્રકારનું સંમિશ્રણ એકબીજાની નજીક જતાં પરમાણુઓની અર્ધપૂર્ણ p-કક્ષકો વચ્ચે રચાય છે.



(ii) પાઈ (π) બંધ : π બંધની રચનામાં પરમાણ્વીય કક્ષકો એવી રીતે સંમિશ્રિ 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 σ અને π બંધની પ્રબળતા (Strength of σ and π Bonds)

મૂળ રીતે ગણીએ તો બંધની પ્રબળતા સંમિશ્રણની માત્રા પર આધાર રાખે છે. સિગ્મા 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 સિગ્મા (σ) બંધ ઉપરાંત π બંધ રચાય છે.

4.6 સંકરણ (Hybridisation)

CH_4 , NH_3 અને H_2O જેવા બહુપરમાણ્વીય અણુના લાક્ષણિક ભૌમિતિક આકાર સમજાવવા માટે પાઉલિંગે સંકરણનો ખ્યાલ દાખલ કર્યો. તેમના મત પ્રમાણે પરમાણ્વીય 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 કહે 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 પરમાણ્વીય કક્ષકોની સંખ્યા બરાબર હોય છે.

- (2) સંકૃત કક્ષકો હંમેશાં સમતુલ્ય ઊર્જાવાળી અને આકારની હોય છે.
- (3) શુદ્ધ પરમાણ્વીય 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 નિમ્નતમ 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 બઢતી (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)

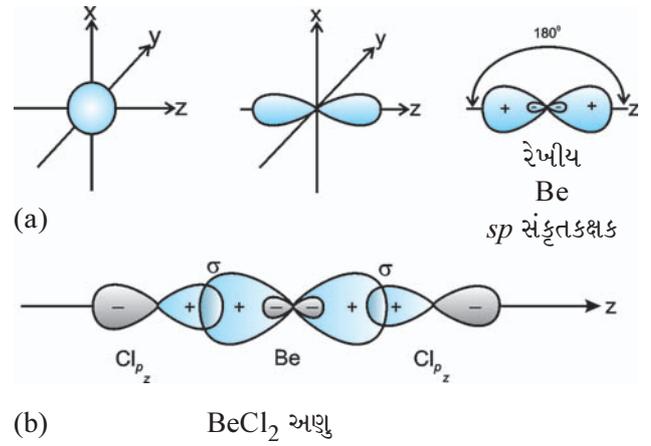
s , p અને d કક્ષકોને સમાવી લેતા ઘણા પ્રકારના સંકરણ છે. જુદા જુદા પ્રકારના સંકરણ નીચે પ્રમાણે છે :

(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 વિકર્ણીય સંકરણ તરીકે પણ ઓળખાય છે.

બન્ને sp -સંકૃત કક્ષકો z -ધરી પર એકબીજાની વિરુદ્ધ પ્રક્ષેપી ધન અને ઘણો નાના ઋણ પિંડક (lobe) તરીકે ગોઠવાય છે. આને પરિણામે વધુ મજબૂત બંધ રચાય છે.

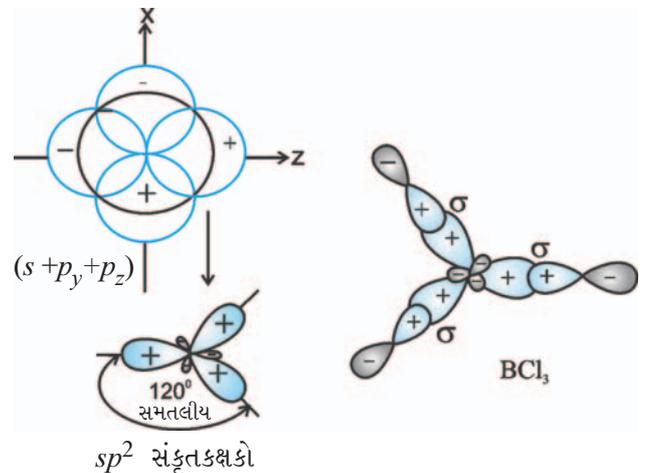
sp -સંકરણ ધરાવતા અણુનું ઉદાહરણ : $BeCl_2$:
Beની ધરાઅવસ્થામાં ઈલેક્ટ્રોનીય રચના $1s^2 2s^2$ છે.

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 દિક્વિન્યાસ દર્શાવે છે અને 180° નો ખૂણો રચે છે. દરેક sp સંકૃત કક્ષક ક્લોરિનની $2p$ -કક્ષક કક્ષકો સાથે અક્ષીય રીતે જોડાય છે અને બે $Be-Cl$ σ 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

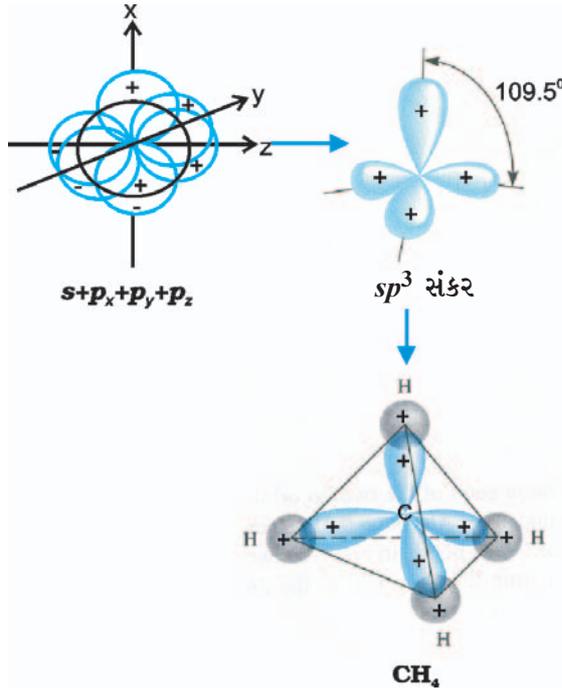
(II) sp^2 સંકરણ : આ સંકરણમાં એક s અને બે p -કક્ષકોનો સમાવેશ થાય છે અને ત્રણ સમાન sp^2 સંકૃત કક્ષકો રચે છે. ઉદાહરણ તરીકે BCl_3 અણુમાં મધ્યસ્થ પરમાણુ બોરોનની ધરા અવસ્થામાં ઈલેક્ટ્રોનીય રચના $1s^2 2s^2 2p^1$ છે. ઉત્તેજિત અવસ્થામાં $2s$ માંનો એક ઈલેક્ટ્રોન બઢતી પામીને ખાલી $2p$ -કક્ષકમાં ગોઠવાય છે, જેને પરિણામે બોરોન પાસે



આકૃતિ 4.11 sp^2 સંકૃતકક્ષકોની રચના અને BCl_3 અણુ

ત્રણ અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રોન થાય છે. આ ત્રણેય કક્ષકો (એક $2s$ અને બે $2p$) સંકરણ પામી ત્રણ sp^2 સંકૃત કક્ષકો રચે છે. આ પ્રમાણે રચાયેલી ત્રણેય સંકૃત કક્ષકો સમતલીય ત્રિકોણીય દિક્વિન્યાસમાં ગોઠવાય છે અને ક્લોરિનની $2p$ -કક્ષક સાથે મિશ્રણ કરે છે અને ત્રણ B-Cl બંધ રચે છે. આથી BCl_3 ની (આકૃતિ 4.11) ભૂમિતિ સમતલીય ત્રિકોણ છે અને C-Cl બંધકોણ 120° નો હોય છે.

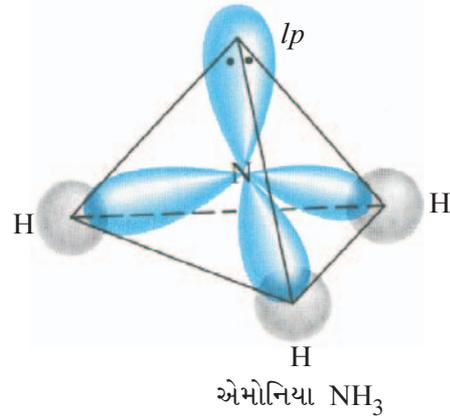
(III) sp^3 સંકરણ : આ પ્રકારના સંકરણને CH_4 નું ઉદાહરણ લઈ સમજાવી શકીએ. જેમાં સંયોજકતા કોશની એક s અને ત્રણ p -કક્ષકોનું મિશ્રણ થાય છે અને ચાર sp^3 સંકૃત કક્ષકો જે સમાન ઊર્જા અને આકાર ધરાવે છે. તે દરેકમાં sp^3 કક્ષકના 25 % s -લાક્ષણિકતા અને 75 % p -લાક્ષણિકતા હોય છે. ચારેય sp^3 સંકૃત કક્ષકો સમચતુષ્લકના ચાર ખૂણા તરફ દિશાત્મક બને છે (દિક્વિન્યાસ રચે 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 પરમાણ્વીય કક્ષકોના સંમિશ્રણથી sp^3 સંકૃત કક્ષકોની રચના અને CH_4 અણુની રચના

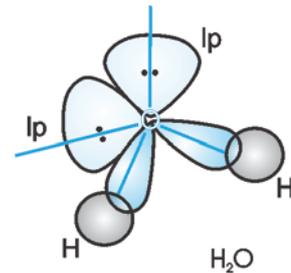
NH_3 અને H_2O અણુઓની રચનાને sp^3 સંકરણની મદદ વડે પણ સમજાવી શકાય છે. NH_3 માં સંયોજકતા કોશ(બાહ્ય)માં નાઈટ્રોજનની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના ધરાવવામાં $2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ છે. જેમાં ત્રણ અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રોન sp^3

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 સિગ્મા બંધ રચે છે. આપણે જાણીએ છીએ કે અબંધકારક યુગ્મ અને બંધકારક યુગ્મ વચ્ચેનું અપાકર્ષણ બળ ઇલેક્ટ્રોનના બે બંધકારક યુગ્મો કરતાં વધારે છે. આને લીધે અણુમાં વિકૃતિ ઉદ્ભવે છે અને ખૂણો 109.5° થી ઘટીને 107° થાય છે. આવા અણુની ભૂમિતિ આકૃતિ 4.13માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે પિરામિડલ 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 સમચતુષ્લકીય 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

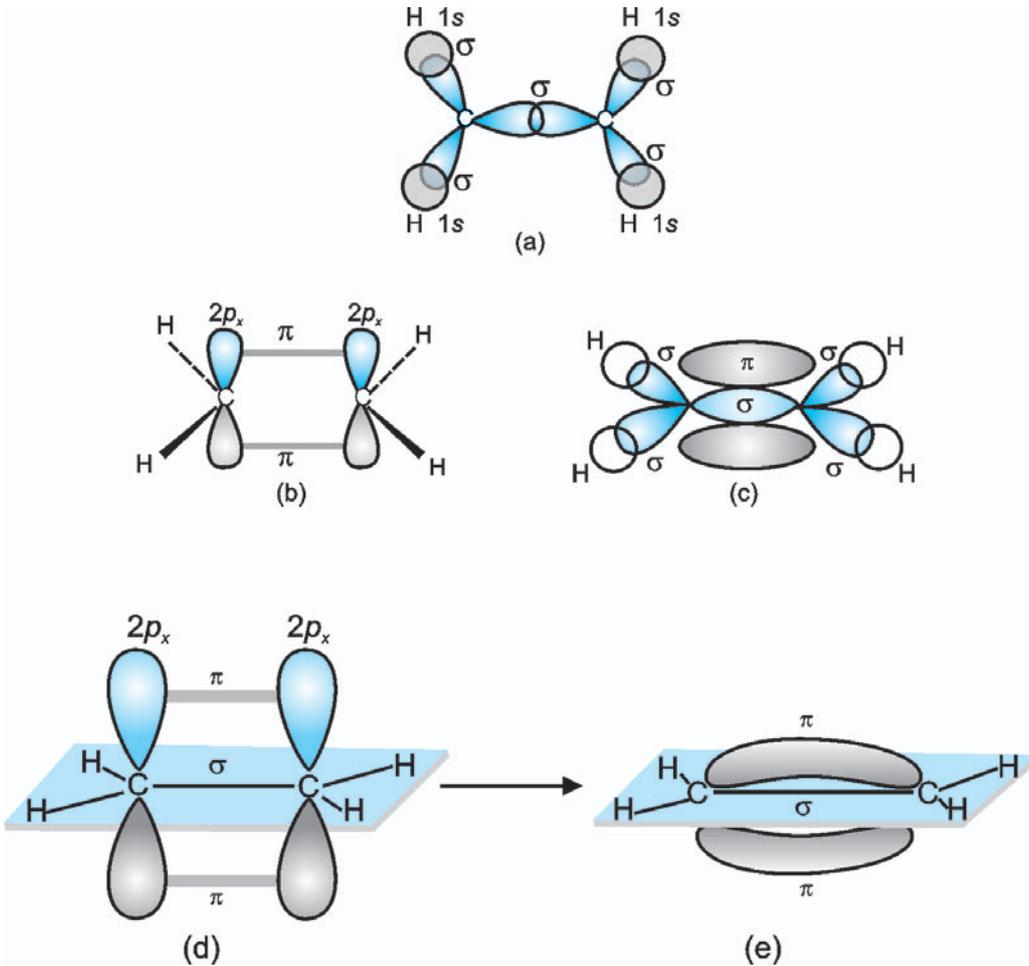
**4.6.2 sp^3 , sp^2 અને sp સંકરણના અન્ય ઉદાહરણો
(Other Examples of sp^3 , sp^2 and sp Hybridisation)**

C_2H_6 અણુમાં sp^3 સંકરણ : ઇથેન 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 સિગ્મા બંધ રચે છે. અને દરેકની બાકીની સંકૃત કક્ષકો આગળ મુદ્દા નં. 4.6.1 (iii)માં ચર્ચા કર્યા પ્રમાણે sp^3-s સિગ્મા બંધ રચે છે. આથી ઇથેનમાં C-C બંધ લંબાઈ 154 pm અને દરેક C-H બંધની લંબાઈ 109 pm છે.

C_2H_4 અણુમાં sp^2 સંકરણ : ઇથીન અણુની રચનામાં કાર્બનની sp^2 સંકૃત કક્ષકોમાંની એક અક્ષીય રીતે બીજા કાર્બનની sp^2 સંકૃત કક્ષક સાથે સંમિશ્ર થાય છે અને C-C

σ બંધ રચે છે; જ્યારે દરેક કાર્બનની બીજી બે સંકૃત કક્ષકો બે હાઈડ્રોજન પરમાણુ સાથે sp^2-s સિગ્મા બંધ રચે છે. એક કાર્બનની સંકૃત ન થયેલી ($2p_y$ અને $2p_z$) કક્ષકો બાજુએથી બીજી કાર્બનની સંકૃત ન થયેલી કક્ષક સાથે સંમિશ્ર થઈને નિર્બળ π -બંધ રચે છે. આ કાર્બન અને હાઈડ્રોજનની સમતલને ઉપર અને નીચે બે સમાન ઈલેક્ટ્રોન વાદળ ધરાવે છે.

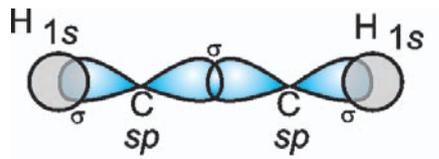
આમ ઇથીન અણુમાં કાર્બન-કાર્બન બંધ એક sp^2-sp^2 સિગ્મા બંધ અને એક પાઈ (π) બંધ સંકૃત ન થયેલી p -કક્ષકો વચ્ચે રચાય છે. સંકરણમાં ન વપરાયેલી p -કક્ષકો અણુના સમતલને લંબ હોય છે. બંધ લંબાઈ 134 pm હોય છે. C-H બંધ sp^2-s સિગ્મા બંધની લંબાઈ 108 pm છે. H-C-H બંધ કોણ 117.6° હોય છે, જ્યારે H-C-C ખૂણો 121° છે. ઇથીનમાં સિગ્મા અને પાઈ બંધની રચના આકૃતિ 4.15માં દર્શાવેલ છે.



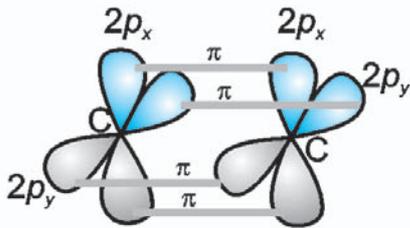
આકૃતિ 4.15 ઇથીનમાં સિગ્મા અને પાઈ બંધની રચના

C_2H_2 અણુમાં sp સંકરણ : ઇથાઇન 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.

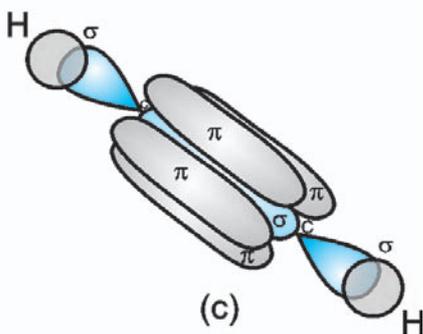
એક કાર્બન પરમાણુની એક sp -સંકૃત કક્ષક બીજા કાર્બન પરમાણુની એક સંકૃત કક્ષક સાથે સંમિશ્ર થાય છે અને C-C સિગ્મા બંધ રચે છે, જ્યારે દરેક કાર્બનની બીજી સંકૃત કક્ષક હાઇડ્રોજન પરમાણુની અર્ધપૂર્ણ s -કક્ષકો સાથે σ બંધ રચે છે. બન્ને કાર્બન પરમાણુઓની સંકૃત ન થયેલી બે p -કક્ષકો બાજુએથી સંમિશ્ર થાય છે અને બે π -બંધ બે કાર્બન વચ્ચે રચે છે. આથી બે કાર્બન વચ્ચેનો ત્રિબંધ એક સિગ્મા બંધ અને બે પાઈ બંધનો બનેલો હોય છે. આ આકૃતિ 4.16માં દર્શાવેલ છે.



(a)



(b)



(c)

આકૃતિ 4.16 ઇથાઇનમાં સિગ્મા અને પાઈ બંધની રચના

4.6.3 d -કક્ષકોનો સમાવેશ કરતા તત્વોનું સંકરણ (Hybridisation of Elements Involving d -Orbitals)

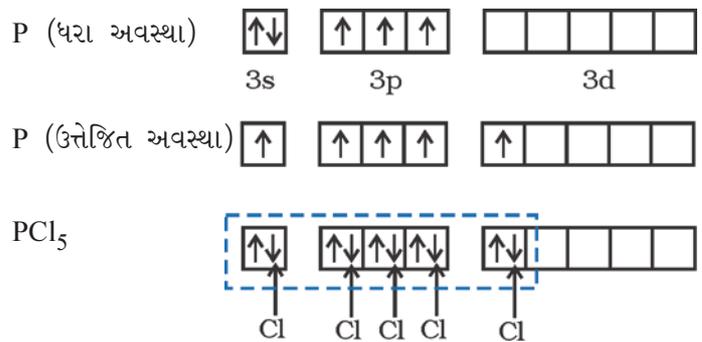
ત્રીજા આવર્તમાં આવેલ તત્વો s અને p -કક્ષકો ઉપરાંત d -કક્ષકો ધરાવે છે. $3d$ -કક્ષકોની ઊર્જા $3s$ અને $3p$ કક્ષકોની સાથે સરખાવી શકાય તેવી છે. $3d$ -કક્ષકોની ઊર્જા $4s$ અને $4p$ કક્ષકો સાથે સરખાવી શકાય તેવી છે. આને પરિણામે $3s$, $3p$ અને $3d$ અથવા $3d$, $4s$ અને $4p$ કક્ષકોને સમાવતું સંકરણ શક્ય છે. $3p$ 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 સંકરણોનો નીચે પ્રમાણે ઉપસંહાર કરી શકાય :

અણુ/આયનનો આકાર	સંકરણનો પ્રકાર	પરમાણ્વીય કક્ષકો	ઉદાહરણ
સમતલીય ચોરસ	dsp^2	$d+s+p(2)$	$[Ni(CN)_4]^{2-}$, $[Pt(Cl)_4]^{2-}$
ત્રિકોણીય પિરામિડલ	sp^3d	$s+p(3)+d$	PF_5 , PCl_5
ચોરસ પિરામિડલ	sp^3d^2	$s+p(3)+d(2)$	BrF_5
અષ્ટફલકીય	sp^3d^2 d^2sp^3	$s+p(3)+d(2)$ $d(2)+s+p(3)$	SF_6 , $[CrF_6]^{3-}$ $[Co(NH_3)_6]^{3+}$

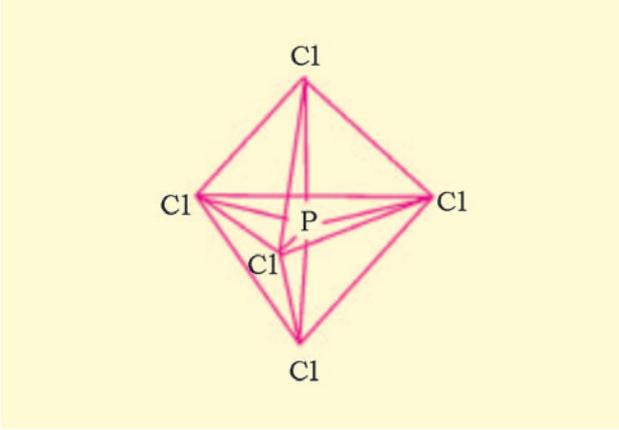
(i) PCl_5 ની રચના (sp^3d સંકરણ) :

ફોસ્ફરસ ($Z = 15$)ની ધરા અવસ્થા અને ઉત્તેજિત અવસ્થામાં બાહ્ય ઇલેક્ટ્રોનીય રચના નીચે દર્શાવી છે :



પાંચ ક્લોરિન પરમાણુ વડે દાન કરાયેલ ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મથી 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 ત્રિકોણીય દ્વિપિરામીડના પાંચ ખૂણાઓ તરફ દિશાત્મક હશે. જે આકૃતિ 4.17માં દર્શાવેલ છે.



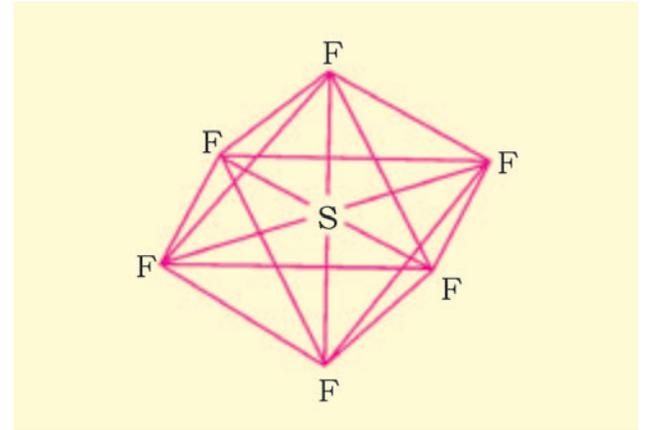
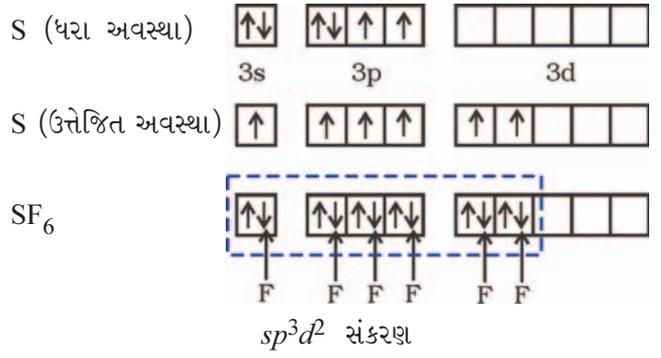
આકૃતિ 4.17 PCl_5 અણુની ત્રિકોણીય દ્વિપિરામિડલ ભૂમિતિ

એ નોંધવું જોઈશે કે ત્રિકોણીય દ્વિપિરામિડલ ભૂમિતિના બધા ખૂણા સરખા નહિ હોય. PCl_5 માં ફોસ્ફરસની પાંચ sp^3d કક્ષકો ક્લોરિનની એકાકી ઇલેક્ટ્રોન ધરાવતી p -કક્ષકો સાથે સંમિશ્ર થશે અને પાંચ P-Cl સિગ્મા 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 યુગ્મો વિષુવવૃત્તીય બંધ યુગ્મો કરતાં વધારે અપાકર્ષણ પારસ્પરિક ક્રિયા અનુભવે છે માટે અક્ષીય બંધ પ્રમાણમાં થોડા વધારે લાંબા જણાય 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 બાહ્ય ઇલેક્ટ્રોનીય રચના $3s^23p^4$ હોય છે. ઉત્તેજિત અવસ્થામાં પ્રાપ્ય છ કક્ષકો એટલે કે એક s , ત્રણ p અને બે d કક્ષકો એક જ ઇલેક્ટ્રોનથી ભરાયેલી હોય છે. આ કક્ષકો સંકરણ પામે છે અને છ નવી sp^3d^2 સંકૃત કક્ષકો રચે છે. જે નિયમિત

અષ્ટફલકના છ ખૂણાઓ તરફ પ્રક્ષેપિત હોય છે. આ છ sp^3d^2 સંકૃત કક્ષકો ફ્લોરિન પરમાણુની એક ઇલેક્ટ્રોન ધરાવતી કક્ષક સાથે સંમિશ્રણ કરે છે અને છ S-F સિગ્મા બંધ રચે છે. આથી SF_6 અણુને નિયમિત અષ્ટફલકીય ભૂમિતિ આકૃતિ 4.18માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે હોય છે.



આકૃતિ 4.18 SF_6 અણુની અષ્ટફલકીય ભૂમિતિ

4.7 આણ્વીયકક્ષકવાદ (Molecular Orbital Theory)

આણ્વીય કક્ષક (MO) વાદ 1932માં એફ. હુન્ડ (F. Hund) અને આર. એસ. મુલિકેને (R. S. Mulliken) વિકસાવેલો. આ વાદની વિશિષ્ટ બાબતો આ પ્રમાણે છે :

- (i) પરમાણુઓના ઇલેક્ટ્રોન જેમ જુદી જુદી પરમાણ્વીય કક્ષકોમાં રહેલા હોય છે તેમ અણુમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રોન જુદી જુદી આણ્વીય કક્ષકોમાં રહેલા હોય છે.
- (ii) તુલનાત્મક (લગભગ સરખી) ઊર્જા અને યોગ્ય સમમિતિ ધરાવતી પરમાણ્વીય કક્ષકો સંયોજાય છે અને આણ્વીય કક્ષકો રચે છે.
- (iii) જ્યારે પરમાણ્વીય કક્ષકમાંનો ઇલેક્ટ્રોન એક કેન્દ્રથી અસર પામે છે તેમ આણ્વીય કક્ષક બે કે વધારે કેન્દ્રો જે અણુમાંના પરમાણુઓની સંખ્યા પર આધાર

રાખે છે તેનાથી અસર પામે છે. આમ પરમાણ્વીય કક્ષક એકકેન્દ્રી હોય છે, જ્યારે આણ્વીય કક્ષક બહુકેન્દ્રી હોય છે.

- (iv) રચાયેલી આણ્વીય કક્ષકોની સંખ્યા અને સંયોજાતી પરમાણ્વીય કક્ષકોની સંખ્યા સરખી હોય છે. જ્યારે બે પરમાણ્વીય કક્ષકો સંયોજાય છે ત્યારે બે આણ્વીય કક્ષકો રચાય છે. એકને **બંધકારક આણ્વીય કક્ષક** અને બીજાને **બંધપ્રતિકારક આણ્વીય કક્ષક** કહે છે.
- (v) બંધકારક આણ્વીય કક્ષકની ઊર્જા હંમેશાં બંધપ્રતિકારક આણ્વીય કક્ષક કરતાં ઓછી હોય છે. તેથી તેની સ્થાયીતા વધારે હોય છે.
- (vi) જેમ પરમાણુમાં કેન્દ્રની આસપાસ ઇલેક્ટ્રોન સંભાવ્યતા વહેંચણી પરમાણ્વીય કક્ષક વડે દર્શાવાય છે. તેમ આણ્વીય કક્ષક પાસે અણુમાંના કેન્દ્રના સમૂહની આસપાસ ઇલેક્ટ્રોન સંભાવ્યતા વહેંચણી આણ્વીય કક્ષક વડે દર્શાવાય છે.
- (vii) પરમાણ્વીય કક્ષકોની જેમ આણ્વીય કક્ષકો પણ આઉફબાઉ સિદ્ધાંત અને પૌલીનો નિષેધ સિદ્ધાંત તથા હુન્ડના નિયમને પાળે છે.

4.7.1 આણ્વીય કક્ષકોની રચના : પરમાણ્વીય કક્ષકોનું રૈખિક સંગઠન (Formation of Molecular Orbitals : Linear Combination of Atomic Orbitals : LCAO)

તરંગ યંત્રશાસ્ત્ર પ્રમાણે પરમાણ્વીય કક્ષકોને તરંગ વિધેય (ψ) તરીકે દર્શાવી શકાય. જે ઇલેક્ટ્રોન તરંગનો કંપવિસ્તાર (amplitude) રજૂ કરે છે. શ્રોડિંજરના તરંગ સમીકરણના ઉકેલ પરથી આ મેળવી શકાય છે. શ્રોડિંજર સમીકરણ એક કરતાં વધારે ઇલેક્ટ્રોન ધરાવતી પ્રણાલી માટે ઉકેલી શકાતું નથી. આણ્વીય કક્ષકો જેઓ અણુઓ માટે એક ઇલેક્ટ્રોન આણ્વીય કક્ષકો છે તેમને શ્રોડિંજરના સમીકરણના સીધા ઉકેલથી મેળવવું મુશ્કેલ છે. આ સમસ્યાને ઉપરવટ થવા માટે લગભગ (આશરો પડતી) (approximate) પદ્ધતિ હોય છે. જે **પરમાણ્વીય કક્ષકોનું રૈખિક સંગઠન (LCAO)** તરીકે ઓળખાય છે.

આપણે સમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણ્વીય હાઇડ્રોજન અણુને આ પદ્ધતિ લાગુ પાડીએ. હાઇડ્રોજન અણુને બે A અને B પરમાણુઓ ધરાવતો અણુ ગણીએ. દરેક હાઇડ્રોજન પરમાણુને

તેની ધરા અવસ્થામાં એક ઇલેક્ટ્રોન હોય છે. આ પરમાણુઓની પરમાણ્વીય કક્ષકોને તરંગ વિધેય ψ_A અને ψ_B તરીકે દર્શાવીએ. ગાણિતીય રીતે આણ્વીય કક્ષકોની રચના પરમાણ્વીય કક્ષકોના રૈખિક સંગઠનથી રચાતી વર્ણવી શકાય, જે વ્યક્તિગત પરમાણ્વીય કક્ષકોના તરંગ વિધેયના સરવાળા કે બાદબાકી દ્વારા વર્ણવી શકાય. આ નીચે દર્શાવેલ છે :

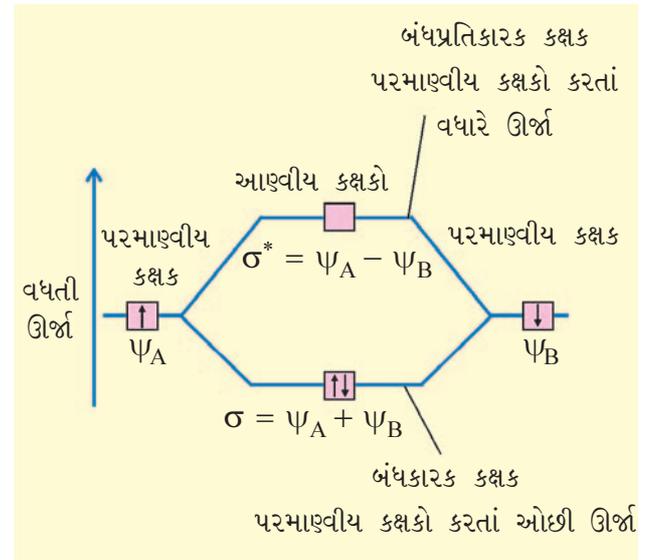
$$\psi_{MO} = \psi_A \pm \psi_B$$

આથી બે આણ્વીય કક્ષકો σ અને σ^* રચાશે.

$$\sigma = \psi_A + \psi_B$$

$$\sigma^* = \psi_A - \psi_B$$

પરમાણ્વીય કક્ષકોના સરવાળાથી મળેલી આણ્વીય કક્ષકો σ ને **બંધકારક આણ્વીય કક્ષકો** કહે છે, જ્યારે પરમાણ્વીય કક્ષકોની બાદબાકીથી મળેલી આણ્વીય કક્ષકો σ^* ને **બંધપ્રતિકારક આણ્વીય કક્ષકો** કહે છે. આકૃતિ 4.19માં દર્શાવેલ છે.



આકૃતિ 4.19 બે પરમાણુ A અને B પર અનુક્રમે કેન્દ્રિત થયેલી પરમાણ્વીય કક્ષકો ψ_A અને ψ_B ના રૈખિક સંગઠનથી રચાતી બંધકારક (σ) અને બંધપ્રતિકારક (σ^*) આણ્વીય કક્ષકોની રચના

ગુણાત્મક રીતે, આણ્વીય કક્ષકોની રચના સંયોજાતા પરમાણુઓના ઇલેક્ટ્રોનના રચનાત્મક (constructive) અને વિબંજક (destructive) વ્યતિકરણના પર્યાયમાં સમજી શકાય છે. બંધકારક આણ્વીય કક્ષકોની રચનામાં સંયોજાતા પરમાણુના બન્ને ઇલેક્ટ્રોનના તરંગ એકબીજાને પ્રબલક (reinforce) બને છે.

વ્યતિકરણને લીધે રચાયેલ બંધપ્રતિકારક આણ્વીય કક્ષકોની રચનામાં ઇલેક્ટ્રોન તરંગ એકબીજાને વિભંજક વ્યતિકરણને લીધે રદ કરે છે. આને પરિણામે બંધકારક આણ્વીય કક્ષકમાં ઇલેક્ટ્રોન ઘનતા બંધન પામેલા પરમાણુઓના કેન્દ્રની વચ્ચે સ્થાન પામે છે. કારણ કે કેન્દ્રો વચ્ચે અપાકર્ષણ ઘણું ઓછું હોય છે. બંધપ્રતિકારક આણ્વીય કક્ષકોમાં બન્ને કેન્દ્રોની વચ્ચેની જગ્યાએથી મુખ્યત્વે ઇલેક્ટ્રોન ઘનતા દૂર સ્થાન પામે છે. હકીકતમાં નોડલ સમતલ જેના પર ઇલેક્ટ્રોન ઘનતા શૂન્ય છે, બન્ને કેન્દ્રોની વચ્ચે હોય છે. આથી કેન્દ્રો વચ્ચે અપાકર્ષણ વધારે હોય છે. બંધકારક આણ્વીય કક્ષકમાં ગોઠવાયેલા ઇલેક્ટ્રોન કેન્દ્રમાં એકબીજાની સાથે ગોઠવાયેલા રહે છે અને અણુને સ્થાયી બનાવે છે. આથી જ બંધકારક આણ્વીય કક્ષક હંમેશાં તેમની રચનામાં જોડાયેલી પરમાણ્વીય કક્ષકો કરતાં ઓછી ઊર્જા ધરાવે છે. આના વિરુદ્ધમાં બંધ પ્રતિકારક આણ્વીય કક્ષકો અણુને અસ્થાયી બનાવે છે. આનું કારણ આ કક્ષકોમાં ઇલેક્ટ્રોનનું પરસ્પર અપાકર્ષણ કેન્દ્ર અને ઇલેક્ટ્રોન વચ્ચેના આકર્ષણ કરતાં વધારે હોય છે જે ઊર્જામાં વધારો કરે છે.

એ નોંધવું જોઈએ કે બંધપ્રતિકારક કક્ષકોની ઊર્જા મૂળ પરમાણ્વીય કક્ષકો કરતાં વધુ હોય છે, જ્યારે બંધકારક આણ્વીય કક્ષકોમાં મૂળ પરમાણ્વીય કક્ષકો કરતાં ઓછી હોય છે. બન્ને આણ્વીય કક્ષકોની કુલ ઊર્જા બે મૂળ પરમાણ્વીય કક્ષકોની કુલ ઊર્જા જેટલી સરખી રહે છે.

4.7.2 પરમાણ્વીય કક્ષકોના સંગઠન માટેની શરતો (Conditions for the Combination of Atomic Orbitals)

પરમાણ્વીય કક્ષકોનું આણ્વીય કક્ષકોની રચનામાં રૈખિક સંગઠન નીચેની શરતો સંતોષાય તો જ શક્ય બને છે.

(1) સંયોજાતી પરમાણ્વીય કક્ષકોની સરખી અથવા લગભગ સરખી ઊર્જા હોવી જોઈએ. આનો અર્થ એમ છે કે $1s$ કક્ષક બીજી $1s$ કક્ષક સાથે સંયાજાશે 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 પરમાણ્વીય કક્ષકો આણ્વીય અક્ષ પર સરખી રીતે સમમિત હોવી જોઈએ. પ્રણાલિકા પ્રમાણે Z-અક્ષને

આણ્વીય અક્ષ તરીકે લેવાય છે. એ નોંધવું જરૂરી છે કે પરમાણ્વીય કક્ષકો જેમની ઊર્જા તથા તેમની સમમિતિ સરખી નહિ હોય તો તેઓ સંયોજાઈ શકશે નહિ. ઉદાહરણ તરીકે, એક પરમાણુની $2p_z$ કક્ષક બીજા પરમાણુની $2p_x$ કક્ષક સાથે સંયોજાશે. પણ $2p_x$ અથવા $2p_y$ કક્ષક સાથે નહિ કારણ કે વધુમાં વધુ સંમિશ્રણ થવું જોઈએ.

(3) સંયોજાતી પરમાણ્વીય કક્ષકોનું મહત્તમ માત્રામાં સંમિશ્રણ થવું જોઈએ : સંમિશ્રણની માત્રા વધારે તો આણ્વીય કક્ષકોના કેન્દ્રો વચ્ચે ઇલેક્ટ્રોન ઘનતા વધારે થશે.

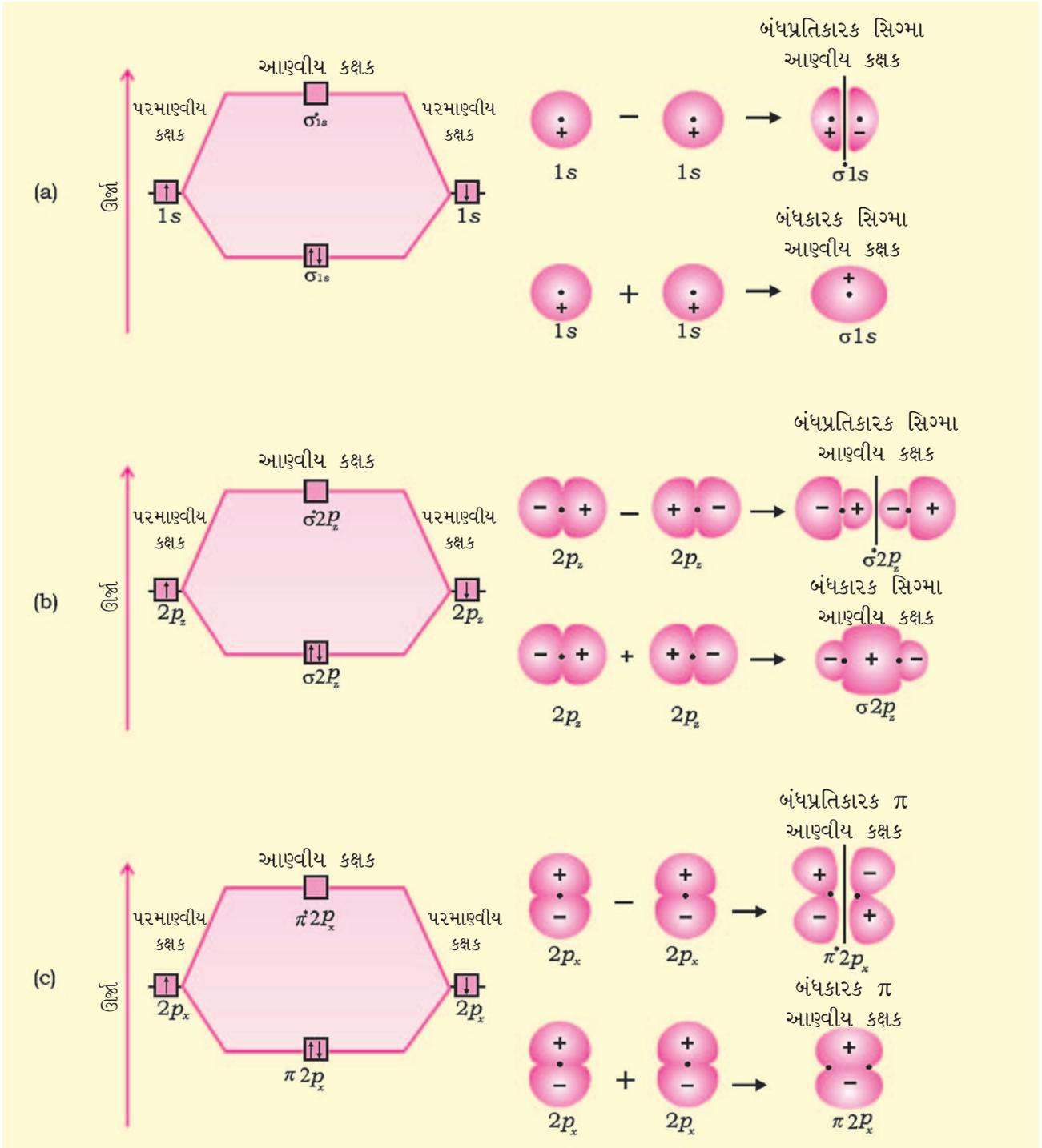
4.7.3 આણ્વીય કક્ષકોના પ્રકાર (Types of Molecular Orbitals)

દ્વિપરમાણ્વીય અણુની આણ્વીય કક્ષકો σ (સિગ્મા), π (પાઈ), δ (ડેલ્ટા) તરીકે ચિહ્નિત કરવામાં આવે છે. આ નામકરણમાં સિગ્મા (σ) આણ્વીય કક્ષકો બંધ અક્ષની આસપાસ સમમિત હોય છે. જ્યારે પાઈ (π) કક્ષકો સમમિત હોતી નથી. ઉદાહરણ તરીકે, $1s$ કક્ષકો બે કેન્દ્રો પર કેન્દ્રિત થયેલી હોય તેમનું રૈખિક સંગઠન બે આણ્વીય કક્ષકો રચે છે, જે બંધ અક્ષની આસપાસ સમમિત હોય છે. આવી આણ્વીય કક્ષકો σ પ્રકારની છે અને તેમને $\sigma 1s$ અને $\sigma^* 1s$ 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 સિગ્મા આણ્વીય કક્ષકો ઉદ્ભવશે જેમને $\sigma 2p_z$ અને $\sigma^* 2p_z$ તરીકે ચિહ્નિત કરવામાં આવે છે.

$2p_x$ અને $2p_y$ કક્ષકોમાંથી મળેલ આણ્વીય કક્ષકો બંધ અક્ષને સમમિત હોતી નથી. કારણ કે આણ્વીય સમતલને ઉપર ધન પિંડક અને નીચે ઋણ પિંડક હોય છે. આવી આણ્વીય કક્ષકોને π અને π^* તરીકે ચિહ્નિત કરવામાં આવે છે. બંધકારક π આણ્વીય કક્ષકો આંતરકેન્દ્રિય અક્ષને ઉપર અને નીચે વધારે ઇલેક્ટ્રોન ઘનતા હોય છે. π^* બંધપ્રતિકારક આણ્વીય કક્ષકને કેન્દ્રો વચ્ચે નોડ હોય છે.

4.7.4 આણ્વીય કક્ષકોના શક્તિસ્તર આલેખ (Energy Level Diagram for Molecular Orbitals)

આપણે જોયું કે બે પરમાણુઓની $1s$ પરમાણ્વીય કક્ષકો બે આણ્વીય કક્ષકો રચે છે. જેમને $\sigma 1s$ અને $\sigma^* 1s$ તરીકે ચિહ્નિત કરાય છે. આ જ પ્રમાણે $2s$ અને $2p$ પરમાણ્વીય



આકૃતિ 4.20 (a) પરમાણ્વીય કક્ષકો (b) $2p_z$ પરમાણ્વીય કક્ષકો અને (c) $2p_x$ પરમાણ્વીય કક્ષકોના સંગઠનથી રચાયેલી બંધકારક અને બંધપ્રતિકારક આણ્વીય કક્ષકોની રૂપરેખા (contour) અને ઊર્જા

કક્ષકો (બન્ને પરમાણુ પરની આઠ પરમાણ્વીય કક્ષકો) નીચેની આઠ આણ્વીય કક્ષકો રચે છે :

બંધપ્રતિકારક : σ^*2s σ^*2p_z π^*2p_x π^*2p_y

આણ્વીય કક્ષકો

બંધકારક આણ્વીય કક્ષકો : $\sigma 2s$ $\sigma 2p_z$ $\pi 2p_x$ $\pi 2p_y$

આવર્ત કોષ્ટકના બીજા આવર્તના તત્ત્વોના સમકેન્દ્રીય દ્વિઅણુઓ માટે વર્ણપટલદર્શકીય માહિતીની મદદથી પ્રાયોગિક રીતે આણ્વીય કક્ષકોના ઊર્જાસ્તર નક્કી થયેલા છે. O_2 અને F_2 માટે જુદી જુદી આણ્વીય કક્ષકોની શક્તિનો વધતો ક્રમ 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, આણ્વીય કક્ષકોમાં ઊર્જા-સ્તરોનો આ ક્રમ 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 આણ્વીય કક્ષકોની શક્તિનો ક્રમ 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 ક્રમની અગત્યની લાક્ષણિકતા એ છે કે $\sigma 2p_z$ આણ્વીય કક્ષકની ઊર્જા $\pi 2p_x$ અને $\pi 2p_y$ આણ્વીય કક્ષકો કરતાં વધારે છે.

4.7.5 ઇલેક્ટ્રોનીય રચના અને આણ્વીય વર્તણૂક (Electronic Configuration and Molecular Behaviour)

જુદી જુદી આણ્વીય કક્ષકોમાં ઇલેક્ટ્રોનની વહેંચણીને અણુની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના કહે છે. અણુની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના પરથી અણુ વિશેની અગત્યની માહિતી મેળવી શકાય છે. જેની ચર્ચા નીચે કરી છે.

અણુની સ્થાયીતા : જો N_b બંધકારક કક્ષકોમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા હોય અને N_a બંધપ્રતિકારક કક્ષકોમાં રહેલા ઇલેક્ટ્રોનની 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.

બંધક્રમાંક :

બંધકારક અને બંધપ્રતિકારક કક્ષકોમાં હાજર ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યાના તફાવતના અડધાને બંધક્રમાંક (b.o.) તરીકે વ્યાખ્યાયિત કરેલ છે.

$$\text{બંધક્રમાંક (b.o.)} = \frac{1}{2}(N_b - N_a)$$

અણુની સ્થાયીતા માટે ઉપર ચર્ચા કરી તે નિયમોને બંધક્રમાંકના પર્યાયમાં ફરીથી નિવેદિત કરી શકાય.

ધન બંધક્રમાંક (એટલે કે $N_b > N_a$)નો અર્થ કે અણુ સ્થાયી છે અને ઋણ બંધક્રમાંક ($N_b < N_a$)નો અર્થ કે અણુ અસ્થાયી છે. આ ઉપરાંત તફાવત શૂન્ય ($N_b = N_a$) થાય તો બંધક્રમાંક શૂન્ય થશે. જેનો અર્થ છે કે અણુ અસ્થાયી છે.

બંધનો સ્વભાવ (પ્રકૃતિ) :

સંકલિત બંધક્રમાંકના મૂલ્યો 1, 2 અથવા 3 ચિરસંમત ખ્યાલમાં શીખ્યા તે પ્રમાણે એકલ બંધ, દ્વિબંધ અથવા ત્રિબંધને અનુરૂપ હોય છે.

બંધલંબાઈ :

બે પરમાણુઓ વચ્ચેનો અણુમાંનો બંધક્રમાંક, બંધલંબાઈનું આશરે માપ લઈ શકાય. બંધક્રમાંક જેમ વધે તેમ બંધલંબાઈ ઘટે.

ચુંબકીય સ્વભાવ (પ્રકૃતિ) :

જો અણુમાંની બધી જ આણ્વીય કક્ષકો દ્વિભરાયેલ (doubly occupied) (એટલે કે બધી જ કક્ષકોમાં બે ઇલેક્ટ્રોન) હોય તો પદાર્થ પ્રતિચુંબકીય હશે (ચુંબકીય ક્ષેત્ર વડે અપાકર્ષિત થશે). જો એક અથવા વધારે આણ્વીય કક્ષક એકાકી-ભરાયેલ (singly occupied) (એટલે કે એક એક ઇલેક્ટ્રોન હોય) તે અનુચુંબકીય (ચુંબકીય ક્ષેત્રથી આકર્ષિત હોય છે). દા.ત., O_2 અણુ.

4.8 કેટલાક સમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણ્વીય અણુઓમાં બંધન (Bonding in Some Homonuclear Diatomic Molecules)

(1) હાઈડ્રોજન અણુ (H_2) : તે હાઈડ્રોજનના બે પરમાણુના સંગઠનથી રચાય છે. દરેક હાઈડ્રોજન પરમાણુને $1s$ કક્ષકમાં એક ઇલેક્ટ્રોન હોય છે. આથી હાઈડ્રોજન અણુમાં બે ઇલેક્ટ્રોન હોય છે. જે $\sigma 1s$ આણ્વીય કક્ષકમાં હાજર હોય છે. આથી હાઈડ્રોજન અણુની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના

$$\text{H}_2 : (\sigma 1s)^2$$

H_2 અણુનો બંધક્રમાંક નીચે આપ્યા પ્રમાણે ગણી શકાય.

$$\text{બંધક્રમાંક} = \frac{N_b - N_a}{2} = \frac{2 - 0}{2} = 1$$

આનો અર્થ એમ થાય કે બે હાઈડ્રોજન પરમાણુ એકબીજા સાથે એકલબંધથી જોડાયેલ છે. હાઈડ્રોજન અણુની બંધ વિયોજન ઊર્જા 438 kJ mol^{-1} પ્રાપ્ત થઈ છે અને બંધલંબાઈ 74 pm છે. હાઈડ્રોજન અણુમાં એક પણ ઇલેક્ટ્રોન અચુગ્મિત નથી માટે તે પ્રતિચુંબકીય છે.

(2) હિલિયમ અણુ (He_2) : હિલિયમ પરમાણુની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના $1s^2$ છે. દરેક હિલિયમ પરમાણુ બે ઇલેક્ટ્રોન ધરાવે છે. આથી He_2 માં કુલ ચાર ઇલેક્ટ્રોન હશે. આ ઇલેક્ટ્રોન $\sigma 1s$ અને $\sigma^* 1s$ આણ્વીય કક્ષકોમાં ગોઠવાશે. જેને લીધે ઇલેક્ટ્રોનીય રચના થશે.

$$\text{He}_2 : (\sigma 1s)^2(\sigma^* 1s)^2$$

$$\text{He}_2\text{નો બંધક્રમાંક છે } \frac{2-2}{2} = 0$$

આથી He_2 અણુ અસ્થાયી છે અને તે અસ્તિત્વ ધરાવી શકશે નહિ.

આ જ પ્રમાણે દર્શાવી શકાય કે Be_2 અણુ $(\sigma 1s)^2(\sigma^* 1s)^2(\sigma 2s)^2(\sigma^* 2s)^2$ પણ અસ્તિત્વ ધરાવશે નહિ.

(3) લિથિયમ અણુ (Li_2) : લિથિયમની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના છે $1s^2 2s^1$. આથી Li_2 માં છ ઇલેક્ટ્રોન છે. Li_2 ની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના આથી લખી શકાય કે,

$$\text{Li}_2 : (\sigma 1s)^2(\sigma^* 1s)^2(\sigma 2s)^2$$

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 ઇલેક્ટ્રોનીય રચના પરથી સ્પષ્ટ થાય છે કે ચાર ઇલેક્ટ્રોન બંધકારક કક્ષકોમાં ગોઠવાયેલ છે અને બે ઇલેક્ટ્રોન બંધ પ્રતિકારક કક્ષકમાં ગોઠવાયેલા છે.

$$\text{તેનો બંધક્રમાંક } \frac{4-2}{2} = 1 \text{ છે.}$$

આનો અર્થ એમ થાય છે કે Li_2 અણુ સ્થાયી છે. તેની પાસે અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રોન નથી માટે તે પ્રતિયુંબકીય છે. Li_2 અણુઓ બાષ્પ અવસ્થામાં અસ્તિત્વ ધરાવે છે તેવી જાણકારી છે.

(4) કાર્બન અણુ (C_2) : કાર્બન પરમાણુની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના છે $1s^2 2s^2 2p^2$. તેથી C_2 અણુમાં બાર ઇલેક્ટ્રોન છે. C_2 અણુની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના થશે :

$$\text{C}_2 : (\sigma 1s)^2(\sigma^* 1s)^2(\sigma 2s)^2(\sigma^* 2s)^2(\pi 2p_x)^2 = \pi 2p_y^2$$

અથવા $\text{KK}(\sigma 2s)^2(\sigma^* 2s)^2(\pi 2p_x)^2 = \pi 2p_y^2$

$$\text{C}_2 \text{ અણુનો બંધક્રમાંક } \frac{8-4}{2} = 2 \text{ થશે અને}$$

C_2 પ્રતિયુંબકીય હોવો જોઈએ. પ્રતિયુંબકીય C_2 અણુની ખરેખર બાષ્પ અવસ્થામાં પરખ થયેલ છે. એ નોંધવું

અગત્યનું છે કે C_2 માં બંને દ્વિબંધ π બંધ છે કારણ કે ચાર ઇલેક્ટ્રોન બે π આણ્વીય કક્ષકોમાં રહેલા છે. બીજા ઘણા અણુઓના દ્વિબંધ સિગ્મા બંધ અને પાઈ બંધનો બનેલો હોય છે. આ જ રીતે N_2 અણુની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના ચર્ચા શકાય.

(5) ઓક્સિજન અણુ (O_2) : ઓક્સિજન પરમાણુની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના $1s^2 2s^2 2p^4$ છે. દરેક ઓક્સિજન પરમાણુ પાસે આઠ ઇલેક્ટ્રોન છે. માટે O_2 અણુમાં સોળ (16) ઇલેક્ટ્રોન હાજર હશે. આથી O_2 અણુની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના લખી શકાય :

$$\text{O}_2 : (\sigma 1s)^2(\sigma^* 1s)^2(\sigma 2s)^2(\sigma^* 2s)^2(\sigma^* 2p_z)^2$$

$$(\pi 2p_x)^2 \equiv \pi 2p_y^2, (\pi^* 2p_x)^1 \equiv \pi^* 2p_y^1 \text{ અથવા}$$

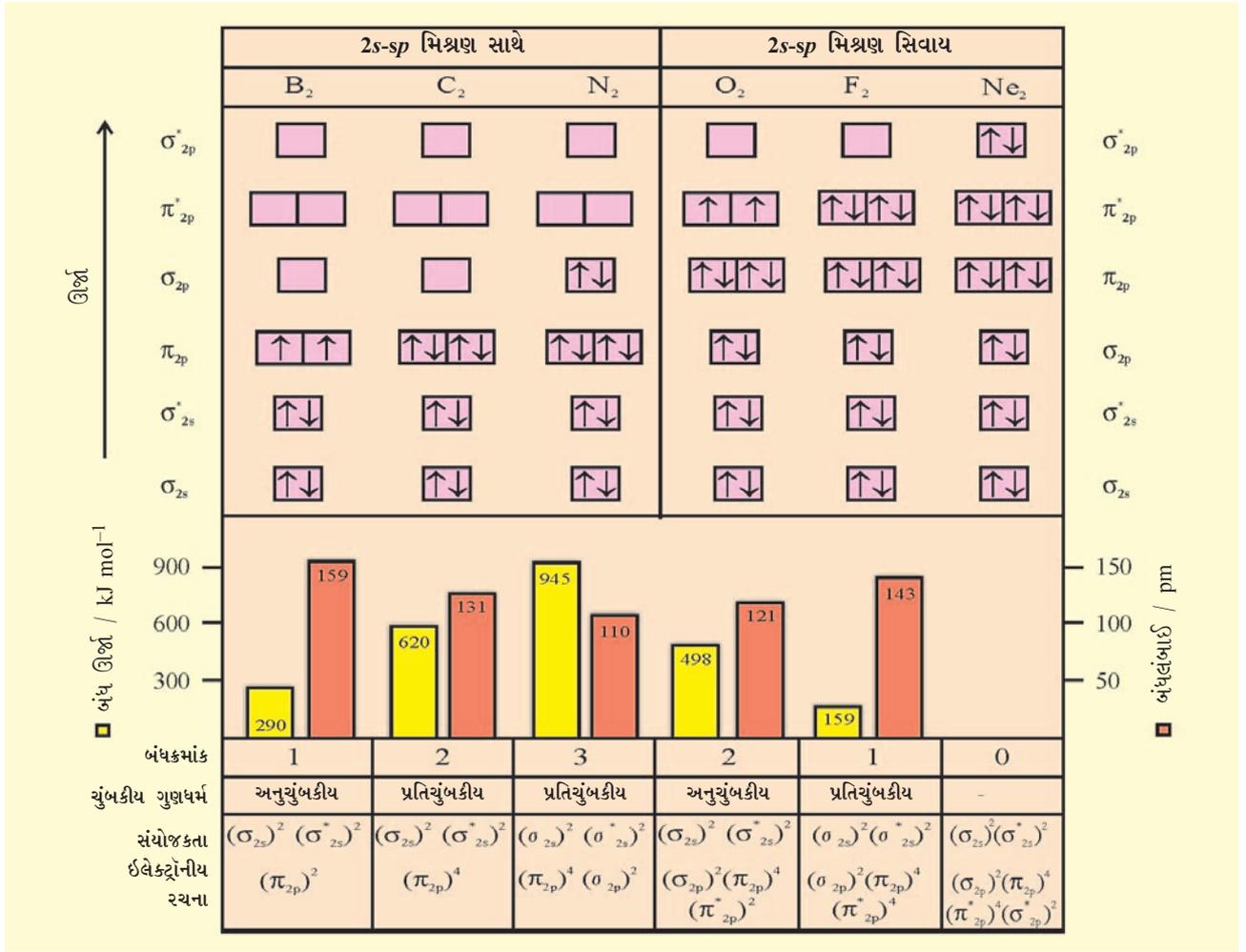
$$\text{O}_2 : \left[\text{KK}(\sigma 2s)^2(\sigma^* 2s)^2(\sigma^* 2p_z)^2 \right. \\ \left. (\pi 2p_x)^2 \equiv \pi 2p_y^2, (\pi^* 2p_x)^1 \equiv \pi^* 2p_y^1 \right]$$

O_2 ની ઇલેક્ટ્રોનીય રચનામાંથી એ સ્પષ્ટ થાય છે કે દસ ઇલેક્ટ્રોન બંધકારક આણ્વીય કક્ષકોમાં અને છ ઇલેક્ટ્રોન બંધપ્રતિકારક આણ્વીય કક્ષકોમાં છે માટે તેનો બંધક્રમાંક થશે :

$$\text{બંધક્રમાંક} = \frac{1}{2} [N_b - N_a] = \frac{1}{2} [10 - 6] = 2$$

તેથી ઓક્સિજન અણુમાં બે ઓક્સિજન પરમાણુઓ દ્વિબંધથી સંયોજાયેલા છે. તે ઉપરાંત એ પણ નોંધી શકાય કે બે અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રોન $\pi^* 2p_x$ અને $\pi^* 2p_y$ આણ્વીય કક્ષકોમાં છે. આથી O_2 અણુ અનુયુંબકીય હોવો જોઈએ. આ પ્રાયોગિક અવલોકનોને અનુરૂપ છે. આ પ્રમાણે આણ્વીય કક્ષક વાદ ઓક્સિજન અણુનો અનુયુંબકીય સ્વભાવ સફળતાપૂર્વક સમજાવે છે.

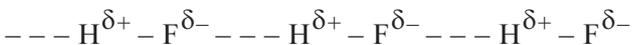
આ જ પ્રમાણે આવર્તકોષ્ટકના બીજા આવર્તના બાકીના તત્ત્વોના સમકેન્દ્રીય દ્વિપરમાણ્વીય અણુઓની ઇલેક્ટ્રોનીય રચના દર્શાવી શકાય. આકૃતિ 4.21માં B_2 થી Ne_2 સુધીના અણુઓની આણ્વીય કક્ષકોમાં ઇલેક્ટ્રોનની ગોઠવણી અને આણ્વીય ગુણધર્મો આપવામાં આવ્યા છે. આણ્વીય કક્ષકોનો ક્રમ અને તેમની ઇલેક્ટ્રોન સમષ્ટિ (population) દર્શાવેલ છે. આણ્વીય કક્ષક આરંભની નીચે બંધ ઊર્જા, બંધલંબાઈ, યુંબકીય ગુણધર્મ અને સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોનીય રચના દર્શાવેલ છે.



આકૃતિ 4.21 B₂થી Ne₂ સુધીના અણુઓની આણ્વીય કક્ષકો (MO) ગોઠવણી અને આણ્વીય ગુણધર્મો

4.9 હાઇડ્રોજન બંધન (Hydrogen Bonding)

નાઇટ્રોજન, ઓક્સિજન અને ફ્લોરિન ઊંચા વિદ્યુતઋણમય તત્ત્વો છે. જ્યારે તેઓ હાઇડ્રોજન પરમાણુ સાથે સહસંયોજક બંધ રચે છે ત્યારે સહસંયોજક બંધના ઇલેક્ટ્રોન વધુ વિદ્યુતઋણમય પરમાણુ તરફ ખસે છે. અંશતઃ ધનભારિત હાઇડ્રોજન પરમાણુ બીજા વધુ વિદ્યુતઋણમય તત્ત્વ સાથે બંધ રચે છે. આ બંધને હાઇડ્રોજન બંધ કહે છે અને તે સહસંયોજક બંધ કરતાં વધુ નિર્બળ હોય છે. ઉદાહરણ તરીકે HF અણુમાં હાઇડ્રોજન બંધ એક અણુના હાઇડ્રોજન પરમાણુ અને બીજા અણુનો ફ્લોરિન પરમાણુ વચ્ચે અસ્તિત્વ ધરાવે છે, જે નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :



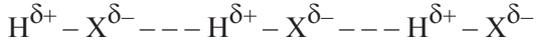
અહીંયા હાઇડ્રોજન બંધ બે પરમાણુ વચ્ચે એક સેતુ તરીકે વર્તે છે જે સહસંયોજક બંધનો એક પરમાણુ અને બીજો પરમાણુ હાઇડ્રોજન બંધ ધરાવે છે. હાઇડ્રોજન બંધ ટપકાં ટપકાંવાળી

(---) ત્રૂટક રેખા વડે દર્શાવાય છે, જ્યારે સળંગ રેખા સહસંયોજક બંધ દર્શાવે છે. હાઇડ્રોજન બંધની વ્યાખ્યા આપી શકાય કે તે એ આકર્ષણ બળો છે જે એક અણુના હાઇડ્રોજન પરમાણુને વિદ્યુતઋણમય પરમાણુ (F, O અથવા N)ની સાથે બાંધી રાખે છે.

4.9.1 હાઇડ્રોજન બંધની રચનાનું કારણ (Cause of Formation of Hydrogen Bond)

જ્યારે હાઇડ્રોજન પ્રબળ વિદ્યુતઋણમય તત્ત્વ 'X' સાથે બંધન પામે છે ત્યારે બે પરમાણુઓ વચ્ચે ભાગીદાર થયેલ ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ હાઇડ્રોજનથી દૂર ખસે છે. આને પરિણામે હાઇડ્રોજન પરમાણુ બીજા 'X'ની સરખામણીમાં વધુ વિદ્યુતઋણમય બને છે. ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મનું X તરફનું વિસ્થાપન (displacement) થતું હોવાથી તે આંશિક ધન ભાર (δ⁺) પ્રાપ્ત કરે છે, જ્યારે X આંશિક ઋણભાર પ્રાપ્ત કરે છે (δ⁻). આને

પરિણામે સ્થિર વિદ્યુતીય આકર્ષણ બળ ધરાવતા ધ્રુવીય 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 નિમ્નતમ 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 :

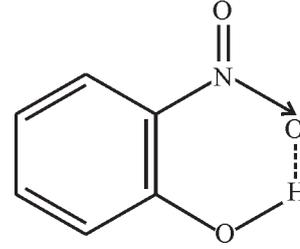
(i) આંતરઆણ્વીય હાઈડ્રોજન બંધ

(ii) આંત:આણ્વીય હાઈડ્રોજન બંધ

(i) આંતરઆણ્વીય હાઈડ્રોજન બંધ : એક જ અથવા અલગ અલગ સંયોજનોના બે જુદા જુદા અણુઓ વચ્ચે આ બંધ

રચાય છે. ઉદાહરણ તરીકે HF, આલ્કોહોલ કે પાણીના અણુના કિસ્સામાંનો બંધ.

(ii) આંત:આણ્વીય હાઈડ્રોજન બંધ : તે એક જ અણુમાં રહેલા બે વધુ વિદ્યુતઋણમય (F, O, N) પરમાણુઓ વચ્ચે રચાયેલો હાઈડ્રોજન બંધ છે. ઉદાહરણ તરીકે o-નાઈટ્રોફિનોલમાં હાઈડ્રોજન બંધ બે ઓક્સિજન પરમાણુઓ વચ્ચે હોય છે.



આકૃતિ 4.22 o-નાઈટ્રોફિનોલ અણુમાં આંત:આણ્વીય હાઈડ્રોજન બંધ

સારાંશ

કોસેલે સૌપ્રથમ વિદ્યુતધનમય અને વિદ્યુતઋણમય આયનો જે અનુક્રમે પાછળ આવતા ઉમદા વાયુની રચના પ્રાપ્ત કરવા માટે રચાય છે તેની સમજણ 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 ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મની ભાગીદારીના અર્થમાં સમજાવી. ઉમદા વાયુની ઇલેક્ટ્રોનીય રચનાની પ્રાપ્તિ વિશે પણ જણાવ્યું. લુઈસની બિંદુ સંજ્ઞા આપેલ તત્ત્વમાંના પરમાણુઓના સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોન દર્શાવે છે અને લુઈસ બિંદુ રચના અણુઓના બંધનની ચિત્રાત્મક રજૂઆત છે.

આયનીય સંયોજનને ધન અને ઋણ આયનોના ત્રિપરિમાણીય સમૂહો તરીકે ચિત્રિત કર્યા, જેને સ્ફટિક લેટિસ કહેવામાં આવી. સ્ફટિકમય ધનમાં ધન અને ઋણ આયનો વચ્ચે ભારનું સમતોલન હોય છે. સ્ફટિક લેટિસ, લેટિસ રચનાની એન્થાલ્પી વડે સ્થાયી થાય છે.

બે પરમાણુઓ વચ્ચે એક ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મની ભાગીદારીથી એકલ બંધ રચે છે. બહુ બંધ બે કે વધારે ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મની ભાગીદારીથી પરિણમે છે. કેટલાક બંધન પામેલા પરમાણુઓ પાસે બંધનમાં ભાગ ન લીધો હોય તેવા વધારાના ઇલેક્ટ્રોન પણ હોય છે. આને ઇલેક્ટ્રોનના 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 પ્રાયલ (parameters) જેવાં કે બંધ લંબાઈ, બંધ કોણ, બંધ એન્થાલ્પી, બંધક્રમિક અને બંધ ધ્રુવીયતાની સંયોજનોના ગુણધર્મો પર નોંધપાત્ર અસર હોય છે.

ઘણા બધા અણુઓ અને બહુપરમાણ્વીય 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.

અણુઓના ભૌમિતિક આકારોના પ્રાકૃતિક માટે વપરાતો **VSEPR નમૂનો** એ ધારણા પર રચાયેલો છે કે ઈલેક્ટ્રોન યુગ્મ એકબીજાને અપાકર્ષે છે અને તેને પરિણામે એકબીજાથી શક્ય તેટલો દૂર રહેવા પ્રયત્ન કરે છે. આ નમૂના પ્રમાણે આણ્વીય ભૂમિતિ, આયન યુગ્મ અને અબંધકારક યુગ્મ, અબંધકારક યુગ્મ અને બંધકારક યુગ્મો, બંધકારક યુગ્મો અને બંધકારક યુગ્મોના અપાકર્ષણ બળો પરથી નક્કી કરાય છે. આ અપાકર્ષણનો ક્રમ છે $lp-lp > lp-bp > bp-bp$.

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 અણુની રચના બંને 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 એન્ટાલ્પી અને બંધ લંબાઈના મૂલ્યો સંમિશ્રણ એકલાથી મેળવી શકાતા નથી. બીજા ચલો(variables)ને ધ્યાનમાં લેવા પડે છે.

બહુપરમાણ્વીય અણુઓના લાક્ષણિક આકાર સમજાવવા માટે પાઉલિંગે **પરમાણ્વીય કક્ષકોના સંકરણનો** ખ્યાલ રજૂ કર્યો. $BeCl_2$, BCl_3 , CH_4 , NH_3 અને H_2O જેવા અણુઓના ભૌમિતિક આકારો અને તેમની રચનાઓને સમજાવવા માટે Be, B, C, N અને Oની પરમાણ્વીય કક્ષકોની sp , sp^2 , sp^3 સંકરણનો ઉપયોગ કર્યો. C_2H_2 અને C_2H_4 જેવા અણુમાં બહુ બંધની રચના સમજાવે છે.

આણ્વીય કક્ષક (MO) વાદ પરમાણ્વીય કક્ષકોનું સંગઠન અને ગોઠવણીના લીધે આણ્વીય કક્ષકોની રચના જે એકંદરે અણુમાંનું બંધન વર્ણવે છે. આણ્વીય કક્ષકોની સંખ્યા હંમેશાં પરમાણ્વીય કક્ષકોની સંખ્યા બરાબર હોય છે. બંધકારક કક્ષકોમાં કેન્દ્રો વચ્ચે ઈલેક્ટ્રોન ઘનતા વધારે છે. વ્યક્તિગત પરમાણ્વીય કક્ષકોની ઊર્જાના સંદર્ભમાં ઘટાડો કરે છે. બંધપ્રતિકારક કક્ષકોમાં કેન્દ્રો વચ્ચે શૂન્ય ઈલેક્ટ્રોન ઘનતાનો વિસ્તાર (region) હોય છે અને તેથી વ્યક્તિગત પરમાણ્વીય કક્ષકો કરતાં ઊર્જા વધારે ધરાવે છે.

અણુઓની ઈલેક્ટ્રોનીય રચના વધતી જતી ઊર્જાના ક્રમમાં આવતી આણ્વીય કક્ષકોમાં ઈલેક્ટ્રોનની ગોઠવણીથી દર્શાવાય છે. પરમાણુઓની બાબતમાં છે તે પ્રમાણે પૌલીનો નિષેધ નિયમ, હુન્ડનો નિયમ આણ્વીય કક્ષકોમાં ઈલેક્ટ્રોન ભરાય ત્યારે લાગુ પડે છે. જો બંધકારક આણ્વીય કક્ષકોમાંના ઈલેક્ટ્રોનની સંખ્યા બંધપ્રતિકારક આણ્વીય કક્ષકોમાંની સંખ્યા કરતાં વધારે હોય તો અણુ સ્થાયી બને છે.

જ્યારે હાઈડ્રોજન પરમાણુઓ પોતે બે ઊંચા વિદ્યુતઋણમય પરમાણુઓ જેવાં કે F, O અને Nની વચ્ચે હોય છે ત્યારે **હાઈડ્રોજન બંધ** રચાય છે. આંતરઆણ્વીય હાઈડ્રોજન બંધ એક જ અથવા જુદા જુદા પદાર્થોના એક કે વધુ અણુઓ વચ્ચે રચાય છે, જ્યારે એક જ અણુમાં જ હાઈડ્રોજન બંધ રચાય ત્યારે તેને આંતરઆણ્વીય હાઈડ્રોજન બંધ કહે છે. ઘણા 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 અણુઓ અને આયનોની લુઈસ રચના દોરો :
 H_2S , $SiCl_4$, BeF_2 , CO_3^{2-} , $HCOOH$

- 4.24 પરમાણ્વીય 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 :
 $\text{AlCl}_3 + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AlCl}_4^-$
- 4.26 નીચેની પ્રક્રિયાને કારણે B અને N પરમાણુઓના સંકરણમાં કોઈ ફેરફાર છે ?
 $\text{BF}_3 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{F}_3\text{B} \cdot \text{NH}_3$
- 4.27 C_2H_4 અને C_2H_2 અણુઓમાં કાર્બન પરમાણુઓ વચ્ચે રચાતા દ્વિબંધ અને ત્રિબંધની આકૃતિ દોરો.
- 4.28 નીચેના અણુઓમાં કુલ કેટલા સિગ્મા અને પાઈ બંધ છે ?
 (a) C_2H_2 (b) C_2H_4
- 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 વચ્ચે કઈ સંકૃત કક્ષકો ઉપયોગમાં લેવાય છે ?
 (a) $\text{CH}_3\text{-CH}_3$ (b) $\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2$ (c) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$; (d) $\text{CH}_3\text{-CHO}$ (e) CH_3COOH
- 4.31 ઇલેક્ટ્રોનના બંધકારક યુગ્મ અને અબંધકારક યુગ્મ એટલે શું ? સમજાવો. દરેક પ્રકારનું એક ઉદાહરણ આપી સમજાવો.
- 4.32 સિગ્મા અને પાઈ બંધ વચ્ચે ભેદ દર્શાવો.
- 4.33 સંયોજકતા બંધન વાદના આધારે H_2 અણુની રચના સમજાવો.
- 4.34 આણ્વીય કક્ષકોની રચના માટે પરમાણ્વીય કક્ષકોના રૈખિક સંગઠન માટે અગત્યની શરતો લખો.
- 4.35 આણ્વીય કક્ષક વાદનો ઉપયોગ કરીને સમજાવો કે Be_2 અણુ અસ્તિત્વ ધરાવતો નથી.
- 4.36 નીચેની સ્પીસિઝની સાપેક્ષ સ્થાયીતા સરખાવો અને તેમના ચુંબકીય ગુણધર્મો સૂચવો :
 O_2 , O_2^+ , O_2^- (સુપર-ઓક્સાઈડ); O_2^{2-} (પેરોક્સાઈડ)
- 4.37 કક્ષકોને રજૂ કરવામાં ધન અને ઋણ સંજ્ઞાની અગત્ય લખો.
- 4.38 PCl_5 ની બાબતમાં સંકરણ વર્ણવો. શા માટે અક્ષીય બંધો વિષુવૃત્તીય બંધો (equatorial) કરતાં વધારે લાંબા હોય છે ?
- 4.39 હાઈડ્રોજન બંધને વ્યાખ્યાયિત કરો. તે વાનુ ડર વાલ્સ બળો કરતાં નબળા છે કે પ્રબળ છે ?
- 4.40 બંધક્રમાંક પર્યાય વડે શું સમજવામાં આવે છે ?
 N_2 , O_2 , O_2^+ અને O_2^- ના બંધક્રમાંક ગણો.

દ્રવ્યની અવસ્થાઓ (States of Matter)

હેતુઓ :

આ એકમનાં અભ્યાસ પછી તમે...

- દ્રવ્યની જુદી જુદી અવસ્થાઓને કણોના આંતરઆણ્વીય બળો અને ઉષ્મીય (thermal) ઊર્જા વચ્ચેના સંતુલનના સંદર્ભમાં સમજાવી શકશો.
- આદર્શ વાયુઓની વર્તણૂકને નિયંત્રિત (governing) કરતાં નિયમો સમજાવી શકશો.
- જુદી જુદી સાચી જીવન પરિસ્થિતિમાં પણ વાયુના નિયમો લાગી 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 બાષ્પ વચ્ચે તફાવત કરી શકશો.
- પ્રવાહીઓના ગુણધર્મોને આંતરઆણ્વીય આકર્ષણના સંદર્ભમાં સમજાવી શકશો.

“ધરતીમાના ખોળામાં સુંવાળા હિમકણ પડે છે, જે લાંબો સમય રહી શકતા નથી. સૂર્ય આવીને તેને બાષ્પ બનાવે છે અને પહાડી ઢોળાવો પર વહેતા ઝરણાને પાણી સ્વરૂપે પરત આપી દે છે.”

– રોડ ઓ’ કોનાર (Rod O’ Connor)

પ્રસ્તાવના

અગાઉના એકમોમાં આપણે દ્રવ્યના એકાકી કણો સાથે સંકળાયેલ ગુણધર્મો જેવાં કે પરમાણ્વીય કદ, આયનીકરણ એન્ટાલ્પી, ઇલેક્ટ્રોન ભારઘનતા, આણ્વીય આકાર અને ધ્રુવીયતા વગેરે વિશે જાણ્યું. રાસાયણિક પ્રણાલીઓની અવલોકનીય ખાસિયતોમાંની મોટા ભાગની સાથે આપણે 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 ભીંજવવાનો ગુણધર્મ ધરાવે છે, એકાકી અણુ ભીંજવતો નથી. પાણી ઘન તરીકે બરફ, પ્રવાહી તરીકે પાણી અને વાયુમય અવસ્થામાં પાણીની બાષ્પ અથવા વરાળ સ્વરૂપે અસ્તિત્વ ધરાવે છે. બરફ, પાણી અને વરાળના ભૌતિક ગુણધર્મો ખૂબ અલગ છે. પાણીની ત્રણેય અવસ્થાઓમાં પાણીના રાસાયણિક સંઘટન સરખા રહે છે. એટલે કે H₂O. ત્રણેય 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. ઘણી 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 ત્રણેય ભૌતિક અવસ્થાઓમાંથી પ્રવાહી અને વાયુ અવસ્થા માટે અભ્યાસ કરીશું. શરૂઆત કરીએ તો આંતરઆણ્વીય બળોનો સ્વભાવ, આંતરઆણ્વીય પારસ્પરિક ક્રિયાઓ અને કણની ગતિ પર ઉષ્મા ઊર્જાની અસર વિશે જાણવું જરૂરી બને છે. કારણ કે આ બધા વચ્ચેનું સમતોલન પદાર્થની અવસ્થા નક્કી કરે છે.

5.1 આંતરઆણ્વીય બળો (Intermolecular Forces)

આંતરઆણ્વીય બળો પારસ્પરિક ક્રિયા કરતાં કણો (પરમાણુઓ અને અણુઓ) વચ્ચેના આકર્ષણ અને અપાકર્ષણ બળો છે. આ પર્યાયમાં સ્થિરવિદ્યુતીય બળો જે બે વિરુદ્ધ ભારવાળા આયનો વચ્ચે ઉદ્ભવે છે તે અને અણુના પરમાણુઓને એકબીજા સાથે જકડી રાખતા બળો એટલે કે સહસંયોજક બળોનો સમાવેશ થતો નથી.

આકર્ષી આંતરઆણ્વીય બળો જે વાન્ ડર વાલ્સ (van der Waals) બળો તરીકે ઓળખાય છે તે ડચ વૈજ્ઞાનિક જોહાનીસ વાન્ ડર વાલ્સ (Johannes van der Waals) (1837-1923)ના માનમાં કહેવાય છે. વાન્ ડર વાલ્સે આ બળો મારફતે વાસ્તવિક (real) વાયુઓનું આદર્શ વાયુઓથી વિચલન (deviation) સમજાવેલ છે. આપણે આ એકમમાં આના વિશે આગળ ઉપર સમજીશું. વાન્ ડર વાલ્સ બળોની માત્રા (magnitude) ગણનાપાત્ર છે અને તે વિસર્જન (dispersion) બળો અથવા લંડન બળો, દ્વિધ્રુવ-દ્વિધ્રુવ બળો અને દ્વિધ્રુવ-પ્રેરિત-દ્વિધ્રુવ બળોનો સમાવેશ કરે છે. વિશેષ કરીને દ્વિધ્રુવ-દ્વિધ્રુવ પારસ્પરિક ક્રિયા પ્રકારનો પ્રબળ બંધ હાઈડ્રોજન બંધ છે. માત્ર કેટલાક તત્ત્વો હાઈડ્રોજન બંધ રચનામાં ભાગ લઈ શકે છે માટે તેમને અલગ વિભાગ (કેટેગરી)માં લેવામાં આવે છે. આપણે આ પારસ્પરિક ક્રિયા વિશે એકમ 4માં અભ્યાસ કર્યો છે.

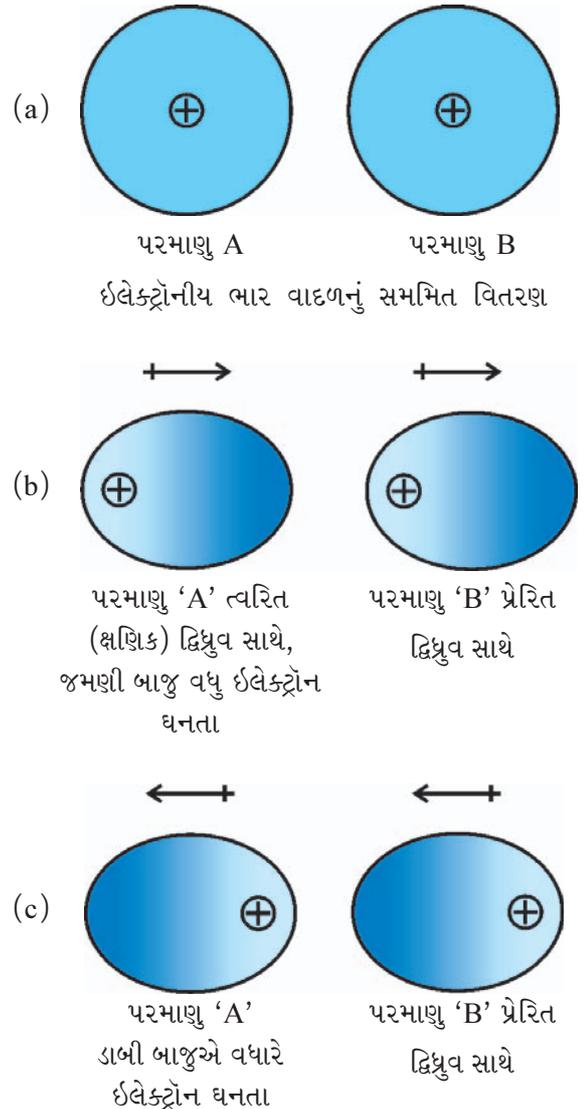
આ તબક્કે એ જાણવું અગત્યનું છે કે આયન અને દ્વિધ્રુવ વચ્ચેના આકર્ષણ બળો આયન-દ્વિધ્રુવ બળો તરીકે ઓળખાય છે; જે વાન્ ડર વાલ્સ બળો નથી. આપણે હવે જુદા જુદા પ્રકારના વાન્ ડર વાલ્સ બળો વિશે શીખીશું.

5.1.1 વિસર્જન બળો અથવા લંડન બળો (Dispersion Forces or London Forces)

પરમાણુઓ અને અધ્રુવીય અણુઓ વિદ્યુતીય રીતે સમમિત હોય છે અને તેમને દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા હોતી નથી, કારણ કે તેમના ઈલેક્ટ્રોનીય ભાર વાદળો સમમિત રીતે વહેંચાયેલા હોય છે, પરંતુ

ક્ષણિક સમય માટે આવા પરમાણુઓ અને અણુઓમાં દ્વિધ્રુવીયતા 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)). એવું બની શકે કે ક્ષણિક સમય માટે બેમાંથી એક પરમાણુ માનો કે 'A' પરનો ઈલેક્ટ્રોનીય ભાર વિતરણથી (distribution) અસમમિત બને છે એટલે કે ભાર વાદળ એક બાજુ પર બીજી 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) દ્વિધ્રુવીયતા બીજા પરમાણુ 'B' જે તેની નજીક છે તેના પરની વિદ્યુતઘનતાને વિકૃત કરે છે. આને પરિણામે પરમાણુ 'B'માં દ્વિધ્રુવીયતા પ્રેરિત થાય છે.

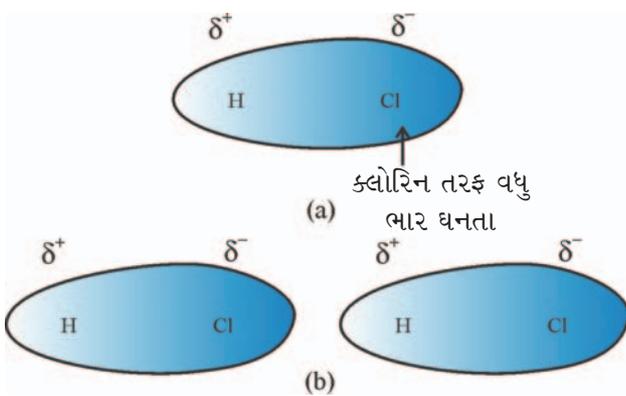


આકૃતિ 5.1 પરમાણુઓ વચ્ચે વિસર્જન બળો અથવા લંડન બળો

પરમાણુ 'A' અને પરમાણુ 'B'ની ક્ષણિક ધ્રુવીયતા એકબીજાને આકર્ષે છે. એ જ પ્રમાણે અણુઓમાં ક્ષણિક દ્વિધ્રુવીયતા પ્રેરિત થાય છે. આ આકર્ષણ બળને સૌપ્રથમ વખત જર્મન ભૌતિકશાસ્ત્રી ફ્રિટ્ઝ 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 ક્રિયા કરતાં કણો વચ્ચેના અંતરના છઠ્ઠા ઘાતના વ્યસ્ત પ્રમાણમાં છે (એટલે કે $1/r^6$ જ્યાં r બંને કણો વચ્ચેનું અંતર છે). આ બળો બહુ ઓછા અંતરે (~ 500 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 અણુઓ વચ્ચે લાગુ પડે છે. દ્વિધ્રુવના છેડા 'આંશિક ભાર' ધરાવે છે અને આ ભારને ગ્રીક અક્ષર ડેલ્ટા (δ) વડે દર્શાવાય છે. આંશિક ભાર એકમ ઇલેક્ટ્રોનીય ભાર (1.6×10^{-19} C) કરતાં હંમેશાં ઓછો હોય છે. ધ્રુવીય અણુઓ બાજુના અણુઓ સાથે પારસ્પરિક ક્રિયા કરે છે. આકૃતિ 5.2(a) હાઈડ્રોજન ક્લોરાઈડના દ્વિધ્રુવમાં ઇલેક્ટ્રોન વાદળ વિતરણ દર્શાવે છે અને આકૃતિ 5.2(b) બે HCl અણુઓ વચ્ચે દ્વિધ્રુવ-દ્વિધ્રુવ પારસ્પરિક ક્રિયા દર્શાવે છે. આ પારસ્પરિક ક્રિયાના બળો લંડન બળો કરતાં વધુ પ્રબળ હોય છે. પરંતુ આયન-આયન પારસ્પરિક ક્રિયા કરતાં નિર્બળ હોય છે. કારણ કે માત્ર આંશિકભાર સંકળાયેલો હોય છે. દ્વિધ્રુવ વચ્ચેનું આકર્ષણબળ અંતર વધતાં ઘટે છે. ઉપર મુજબ અહીં પણ પારસ્પરિકક્રિયા ઊર્જા ધ્રુવીય અણુઓ વચ્ચેના અંતરના વ્યસ્ત પ્રમાણમાં હોય છે. આ બળો દ્વિધ્રુવ વચ્ચેના અંતરના વ્યસ્ત પ્રમાણમાં હોય છે. સ્થિર (stationary) ધ્રુવીય અણુઓ વચ્ચે (ઘનમાં હોય તેમ) દ્વિધ્રુવ-દ્વિધ્રુવ પારસ્પરિક ક્રિયા ઊર્જા $1/r^3$ ને

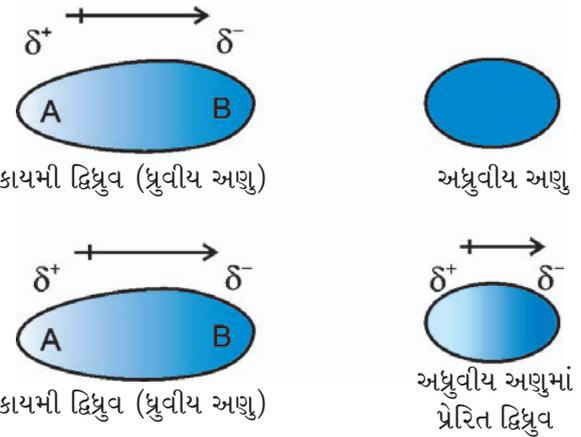


આકૃતિ 5.2 (a) HCl - ધ્રુવીય અણુમાં ઇલેક્ટ્રોન વાદળ વિતરણ, (b) બે HCl અણુઓ વચ્ચે દ્વિધ્રુવ-દ્વિધ્રુવ પારસ્પરિક ક્રિયા

સમપ્રમાણ છે અને ઘૂમતા (rotating) ધ્રુવીય અણુઓ વચ્ચેની પારસ્પરિક ક્રિયા ઊર્જા $1/r^6$ ને સમપ્રમાણ હોય છે. જ્યાં r ધ્રુવીય અણુઓ વચ્ચેનું અંતર છે. દ્વિધ્રુવ-દ્વિધ્રુવ પારસ્પરિક ક્રિયા ઉપરાંત ધ્રુવીય અણુઓ લંડન બળો વડે પણ પારસ્પરિક ક્રિયા કરી શકે છે. આથી સંચયિત (cumulative) અસર એ છે કે ધ્રુવીય અણુઓમાં કુલ આંતરઆણ્વીય બળો વધે છે.

5.1.3 દ્વિધ્રુવ-પ્રેરિત દ્વિધ્રુવ બળો (Dipole-Induced Dipole Forces)

આ પ્રકારના બળો કાયમી દ્વિધ્રુવીયતા ધરાવતા ધ્રુવીય અણુઓ અને કાયમી દ્વિધ્રુવીયતાની ઊણપવાળા (lacking) અણુઓ વચ્ચે સક્રિય (operate) થાય છે. ધ્રુવીય અણુથી કાયમી દ્વિધ્રુવીયતા વિદ્યુતીય તટસ્થ વાદળને વિકૃત કરીને દ્વિધ્રુવીયતા પ્રેરિત કરે છે (આકૃતિ 5.3). આ બાબતમાં પણ પારસ્પરિક ક્રિયા ઊર્જા $1/r^6$ ને સમપ્રમાણ હોય છે. જ્યાં r બે અણુઓ વચ્ચેનું અંતર છે. પ્રેરિત દ્વિધ્રુવ ચાકમાત્રા કાયમી દ્વિધ્રુવીયતા ધરાવતા અને વિદ્યુતીય તટસ્થ વચ્ચે ધ્રુવીભવનીયતા (polarisability) પર આધાર રાખે છે. આપણે એકમ 4માં શીખ્યા છીએ કે મોટા કદવાળા અણુઓ સહેલાઈથી ધ્રુવીભૂત કરી શકાય છે. ઊંચી ધ્રુવીભવનીયતા આકર્ષણીય પારસ્પરિક ક્રિયાની તાકાત વધારે છે.



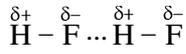
આકૃતિ 5.3 કાયમી દ્વિધ્રુવ અને પ્રેરિત દ્વિધ્રુવ વચ્ચે દ્વિધ્રુવ-પ્રેરિત દ્વિધ્રુવ પારસ્પરિક ક્રિયા

આ બાબતમાં વિસર્જન (dispersion) બળો અને દ્વિધ્રુવ-પ્રેરિત દ્વિધ્રુવ પારસ્પરિક ક્રિયા સહઅસ્તિત્વ ધરાવે છે.

5.1.4 હાઈડ્રોજન બંધ (Hydrogen Bond)

વિભાગ 5.1માં જણાવ્યા પ્રમાણે આ દ્વિધ્રુવ-દ્વિધ્રુવ પારસ્પરિક ક્રિયાની 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 એસિડ. હાઈડ્રોજન બંધની પ્રબળતા વિદ્યુતઋણમય પરમાણુના અબંધકારક ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ અને બીજા અણુના હાઈડ્રોજન પરમાણુ વચ્ચેના કુલોમ્બિક 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 ક્રિયાશીલ (exert) થાય છે, જ્યારે બે અણુઓને એકબીજાની નજીક લાવવામાં આવે છે ત્યારે ઇલેક્ટ્રોન વાદળ અને બે અણુના કેન્દ્રો વચ્ચેના અપાકર્ષણ બળો અસરકારક થવા માંડે છે. અણુઓને અલગ કરતાં અંતરમાં જો ઘટાડો થાય તો અપાકર્ષણ બળોની માત્રા વધુ ઝડપથી 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 ક્રિયા વધે છે.

5.2 ઉષ્મીય ઊર્જા (Thermal Energy)

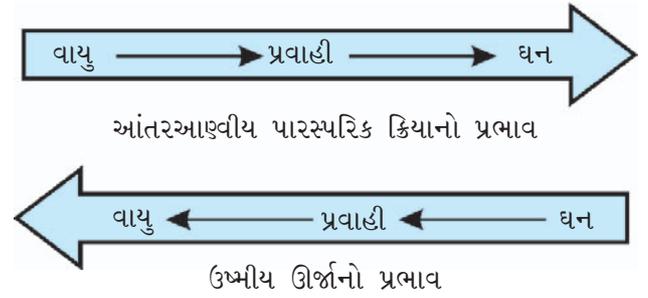
કોઈ પણ પદાર્થની ઉષ્મીય ઊર્જા તેના પરમાણુઓ કે અણુઓની ગતિમાંથી ઉદ્ભવે છે. તે પદાર્થના તાપમાનના સમપ્રમાણમાં હોય છે. તે દ્રવ્યના કણોની સરેરાશ ગતિજ ઊર્જાનું માપ છે અને તેથી તે કણોની હેરફેર (movement) માટે જવાબદાર છે. કણોની આ હેરફેરને થર્મલ ગતિ કહે છે.

5.3 આંતરઆણ્વીય બળો વિરુદ્ધ ઉષ્મીય પારસ્પરિક ક્રિયાઓ (Intermolecular forces vs Thermal Interactions)

આપણે શીખી ગયા છીએ કે આંતરઆણ્વીય બળો અણુને ભેગા રાખવાનો પ્રયત્ન કરે છે, પરંતુ ઉષ્મીય ઊર્જા અણુઓને અલગ રાખવાની વૃત્તિ દર્શાવે છે. દ્રવ્યની ત્રણ અવસ્થાઓ

આંતરઆણ્વીય બળો અને અણુઓની ઉષ્મીય ઊર્જા વચ્ચેના સમતોલનનું પરિણામ છે.

જ્યારે આણ્વીય પારસ્પરિક ક્રિયા નબળી હોય ત્યારે જો ઉષ્મીય 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 શકતું નથી. જો અણુઓના તાપમાનમાં ઘટાડો કરીને ઉષ્મીય ઊર્જામાં ઘટાડો કરવામાં આવે તો વાયુઓનું સહેલાઈથી પ્રવાહીકરણ થઈ શકે છે. ઉષ્મીય ઊર્જાનો આગળ પડતો પ્રભાવ (predominance) અને ત્રણેય અવસ્થાઓમાં આણ્વીય પારસ્પરિક ક્રિયા ઊર્જાને નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :



દ્રવ્યની ત્રણેય અવસ્થાઓના અસ્તિત્વ માટેનું કારણ આપણે શીખી ગયા છીએ. હવે આપણે વાયુમય અને પ્રવાહી અવસ્થાઓ વિશે વધુ શીખીશું અને ત્રણેય 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 ટ્રોપોસ્ફિયર કહે છે તે પૃથ્વીની સપાટી સાથે ગુરુત્વાકર્ષણ બળથી વીંટળાયેલ છે. વાતાવરણનું આ પાતળું સ્તર આપણી જિંદગી માટે અત્યાવશ્યક (vital) છે. તે આપણા માટે નુકસાનકારક વિકિરણો સામે ઢાલ તરીકે વર્તે છે અને તે ડાયઑક્સિજન, ડાયનાઈટ્રોજન, કાર્બન ડાયોક્સાઈડ, પાણીની બાષ્પ 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. આવર્તકોષ્ટક પર નજર કરશો તો જણાશે કે માત્ર અગિયાર તત્ત્વો જ સામાન્ય પરિસ્થિતિમાં વાયુ તરીકે અસ્તિત્વ ધરાવે છે.

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 કોઈ પણ જાતની યાંત્રિક મદદ વગર એકસરખી રીતે અને બધા જ પ્રમાણમાં સંપૂર્ણપણે મિશ્ર થાય છે.

વાયુઓની સરળતાનું કારણ એ હકીકત છે કે તેમના અણુઓ વચ્ચેના પારસ્પરિક ક્રિયા 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 સૂત્રણ (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 ભૌતિક ગુણધર્મો પર કેટલીક સદીઓના સંશોધનનું પરિણામ છે. ઍંગ્લો આયરીશ વૈજ્ઞાનિક રોબર્ટ બોઈલે (Robert Boyle) 1662માં વાયુના ગુણધર્મોના વિશ્વસનીય માપન સૌપ્રથમ કરેલા. તેમણે જે નિયમને સૂત્રિત કર્યો તે બોઈલના નિયમ તરીકે ઓળખાય છે, ત્યારબાદ ગરમ હવાના બલૂનની મદદ વડે હવામાં ઊડવાના પ્રયત્નો પરથી જેક્સ ચાર્લ્સ (Jacques Charles) અને જોસેફ લુઈસ ગે લ્યુસેક (Joseph Lewis Gay Lussac)ને વાયુના બીજા વધારાના નિયમો શોધવા માટે પ્રોત્સાહિત કર્યા. એવોગેદ્રો અને બીજાઓના ફાળાથી વાયુમય અવસ્થા વિશે ઘણી માહિતી મેળવી શક્યા.

5.5.1 બોઈલનો નિયમ (Boyle's Law) (દબાણ-કદ સંબંધ (Pressure - Volume Relationship))

રોબર્ટ બોઈલ 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 બોઈલના નિયમ તરીકે જાણીતો 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. સમીકરણ (5.2)ની પુનઃગોઠવણી કરતાં આપણને મળશે કે,

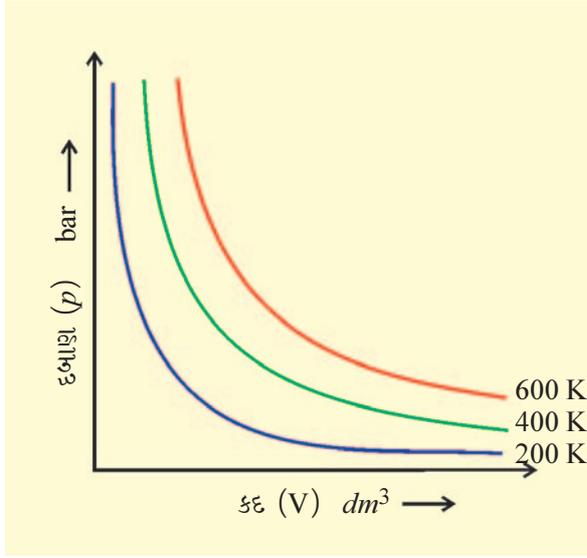
$$pV = k_1 \quad (5.3)$$

આનો અર્થ એમ થાય છે કે નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુના દબાણ અને કદનો ગુણાકાર અચળ હોય છે.

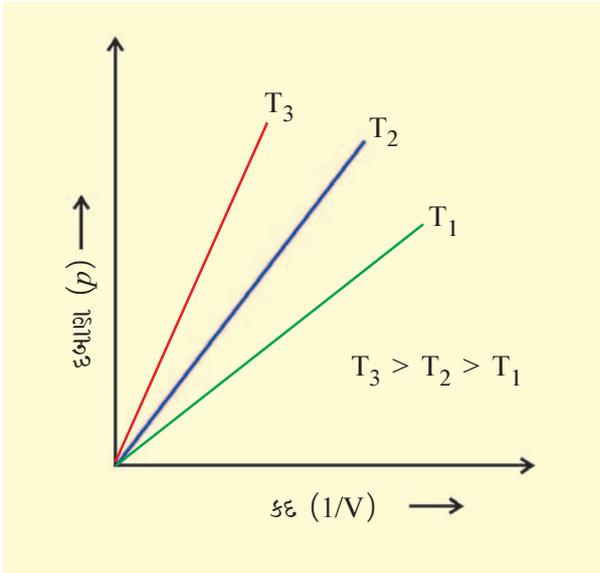
જો નિશ્ચિત જથ્થાનો વાયુ અચળ તાપમાન T એ દબાણ p_1 એ કદ V_1 ધરાવે છે તે વિસ્તરણ પામે છે અને કદ V_2 અને દબાણ p_2 થાય છે તો બોઈલના નિયમ પ્રમાણે,

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 = \text{અચળ} \quad (5.4)$$

$$\Rightarrow \frac{p_1}{p_2} = \frac{V_2}{V_1} \quad (5.5)$$



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 પ્રણાલિકાગત રીતો છે. આકૃતિ 5.5(a) સમીકરણ (5.3)નો જુદા જુદા તાપમાને આલેખ છે. દરેક વક્ર માટે k_1 નું મૂલ્ય અલગ છે કારણ કે વાયુના આપેલ દળ માટે તે તાપમાન સાથે બદલાય છે. દરેક વક્ર જુદા જુદા અચળ તાપમાનને સુસંગત છે અને તેને **સમતાપી** (અચળ તાપમાન આલેખ) કહે છે. બાજુના આલેખ ઊંચા તાપમાનને અનુરૂપ છે. એ નોંધવું જરૂરી છે કે દબાણ અડધું કરવામાં આવે તો કદ બમણું 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. ઊંચા 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 ઊંચા દબાણે વાયુઓ ઘટ્ટ બને છે. બોઈલના નિયમનો ઉપયોગ કરીને વાયુની ઘનતા અને દબાણ વચ્ચે સંબંધ મેળવી શકાય.

વ્યાખ્યા 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)/m ⁻³	$pV/10^2$ 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.

કોયડો 5.1

એક બલૂન(ફુગ્ગો)માં હાઈડ્રોજન 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 ગે લ્યુસેકે 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 અનુક્રમે V_0 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 નવા માપકમમાં $T = 273.15 + t$ અને 0 °C ને $T_0 = 273.15$ પ્રમાણે દર્શાવીએ 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 સંજ્ઞા લખાતી નથી. કેલ્વિન માપકમને ઉષ્માગતિશાસ્ત્ર 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. અને આપણે સમીકરણ 5.6માં લખીએ તો $T_1 = 273.15 + t_1$ અને $T_0 = 273.15$ 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 :

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{T_2}{T_1} \quad (5.8)$$

$$\Rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\Rightarrow \frac{V}{T} = \text{અચળાંક} = k_2 \quad (5.9)$$

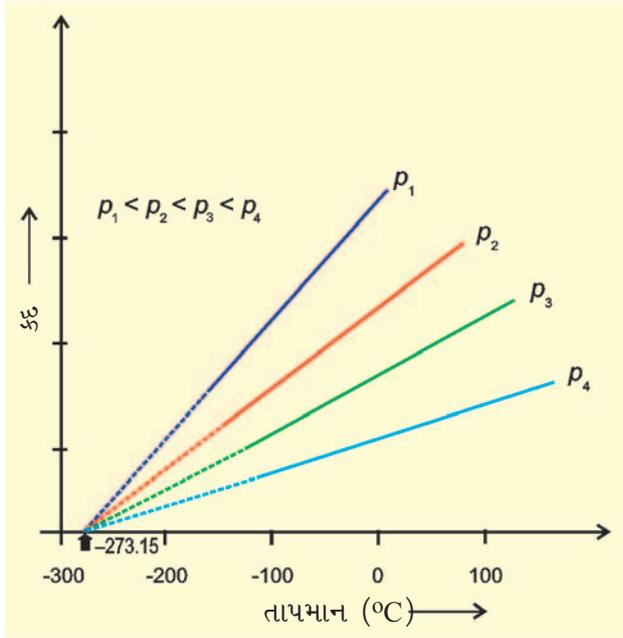
$$\text{આમ, } V = k_2T \quad (5.10)$$

અચળાંક k_2 નું 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 $-273.15\text{ }^\circ\text{C}$ બિંદુએ આંતર્છેદ કરે છે. જુદા જુદા દબાણો મેળવેલી રેખાઓના ઢાળ જુદા જુદા હોય છે, પરંતુ શૂન્ય કદે બધી જ રેખાઓ $-273.15\text{ }^\circ\text{C}$ તાપમાને મળે છે (આકૃતિ 5.6).

કદ વિરુદ્ધ તાપમાન આલેખની દરેક રેખા સમભાર (isobar) કહેવાય છે.



આકૃતિ 5.6 કદ-વિરુદ્ધ તાપમાન ($^\circ\text{C}$) આલેખ

ચાર્લ્સના અવલોકનોને જો આપણે સમીકરણ (5.6)માં t ના મૂલ્યોને $-273.15\text{ }^\circ\text{C}$ તરીકે મૂકીએ તો અર્થઘટન (interpret) કરી શકીએ.

આપણે જોઈ શકીએ કે વાયુનું $-273.15\text{ }^\circ\text{C}$ 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 કાલ્પનિક 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 $23.4\text{ }^\circ\text{C}$ છે, ત્યાં એક બલૂન (ફુગ્ગો) 2 L વાયુથી ભરેલ

છે. આ જહાજ જ્યારે હિન્દ મહાસાગરમાં પહોંચે છે, જ્યાં તાપમાન $26.1\text{ }^\circ\text{C}$ 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,

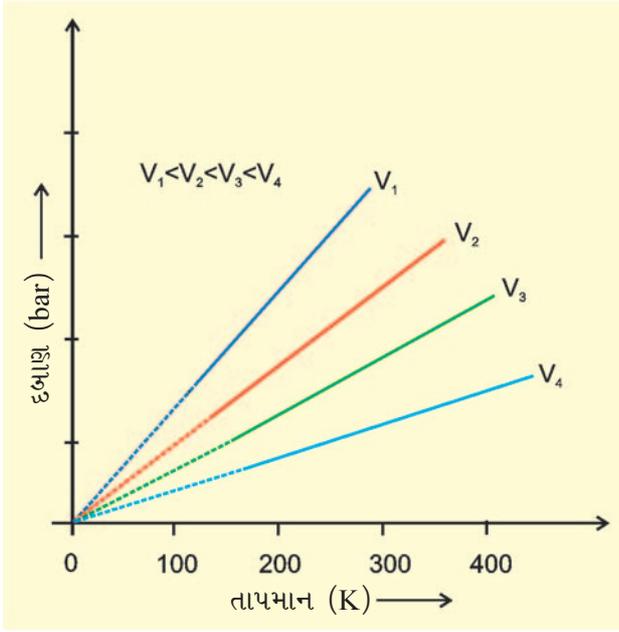
$$\begin{aligned} \frac{V_1}{T_1} &= \frac{V_2}{T_2} \\ \Rightarrow V_2 &= \frac{V_1 T_2}{T_1} \\ \Rightarrow V_2 &= \frac{2\text{L} \times 299.1\text{ K}}{296.4\text{ K}} \\ &= 2\text{L} \times 1.009 \\ &= 2.018\text{ L} \end{aligned}$$

5.5.3 ગે 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 બરાબર રાખવામાં ન આવે તો ટાયર ફાટી જાય છે. શિયાળા દરમિયાન, ઠંડી સવારે આપણને જણાશે કે વાહનના ટાયરના દબાણ નોંધપાત્ર રીતે ઘટેલા હોય છે. દબાણ અને તાપમાન વચ્ચે ગાણિતીય સંબંધ જોસેફ ગે લ્યુસેકે આપેલ અને તે ગે લ્યુસેકના નિયમ તરીકે ઓળખાય છે. તે નિવેદિત કરે છે કે ચોક્કસ કદે નિશ્ચિત જથ્થાના વાયુનું દબાણ તાપમાનના સમપ્રમાણમાં હોય છે. ગાણિતીય રીતે લખતાં,

$$\begin{aligned} p &\propto T \\ \Rightarrow \frac{p}{T} &= \text{અચળાંક} = k_3 \end{aligned}$$

આ નિયમ બોઈલના નિયમ અને ચાર્લ્સના નિયમમાંથી મેળવી કે ઉપજાવી શકાય. ચોક્કસ મોલર કદે દબાણ વિરુદ્ધ તાપમાન (કેલ્વિન) આલેખ આકૃતિ 5.7માં દર્શાવેલ છે. આ આલેખની દરેક રેખાને ‘આઈસોકોર’ (સમાન કદ ધરાવતા) કહે છે.



આકૃતિ 5.7 વાયુનો દબાણ વિરુદ્ધ તાપમાન (K) આલેખ (આઈસોકોર)

5.5.4 એવોગેડ્રો નિયમ (Avogadro Law) (કદ-જથ્થો સંબંધ) (Volume-Amount Relationship)

1811માં ઈટાલિયન વૈજ્ઞાનિક એમિડો એવોગેડ્રોએ ડાલ્ટનના પરમાણુવાદ અને ગે લ્યુસેકનો સંયોજતા કદ (એકમ-1) નિયમના તારણોને સંયોજવાનો પ્રયત્ન કર્યો જે હવે એવોગેડ્રો 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 શબ્દોમાં કહીએ તો વાયુના જથ્થા અથવા પ્રમાણ પર આધાર રાખે છે ગાણિતીય 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 એવોગેડ્રો 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 દબાણે (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 આણ્વીય કદ $22.71098 \text{ L mol}^{-1}$ છે.

કેટલાક વાયુઓના આણ્વીય કદ કોષ્ટક 5.2માં આપેલ છે.

કોષ્ટક 5.2 કેટલાક વાયુઓના 273.15 K તાપમાન અને 1 bar (STP)ના આણ્વીય કદ લિટર પ્રતિ મોલમાં

આર્ગોન	22.37
કાર્બન ડાયોક્સાઈડ	22.54
ડાયનાઈટ્રોજન	22.69
ડાયઓક્સિજન	22.69
ડાયહાઈડ્રોજન	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 = આણ્વીય દળ

આમ,

$$V = k_4 \frac{m}{M} \quad (5.13)$$

સમીકરણ (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 દસકા અગાઉની બધી રાસાયણિક માહિતી (data)ને લાગુ પડે છે. આ વ્યાખ્યામાં STP સમાન તાપમાન 0° C (273.15 K) પણ 1 atm થી વધારે દબાણ (101.325 kPa) સૂચવે 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 $24.789 \text{ L mol}^{-1}$ છે.

અહીંયા 'd' વાયુની ઘનતા છે. આપણે સમીકરણ (5.14) પરથી તારવી શકીએ કે વાયુની ઘનતા તેના આણ્વીય દળને સમપ્રમાણ હોય છે.

જે વાયુ બોઈલના નિયમ, ચાર્લ્સના નિયમ અને એવોગેડ્રોના 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 આંતરઆણ્વીય બળો હાજર હોતા નથી. વાસ્તવિક વાયુઓ આ નિયમોનું પાલન કેટલીક વિશિષ્ટ શરતો દરમિયાન કરે છે, જ્યારે પારસ્પરિક ક્રિયાના બળો નગણ્ય થાય છે. બાકીની બીજી બધી જ પરિસ્થિતિમાં આદર્શ વર્તણૂકથી તેઓ વિચલિત થાય છે. તમે વિચલનો વિશે આ એકમમાં આગળ ઉપર શીખશો.

5.6 આદર્શ વાયુ સમીકરણ (Ideal Gas Equation)

આપણે અત્યાર સુધીમાં અભ્યાસ કરેલા ત્રણેય નિયમોનું એક જ સમીકરણમાં સંયોગીકરણ કરી શકીએ જે આદર્શ વાયુ સમીકરણ તરીકે ઓળખાય છે.

અચળ તાપમાન T અને n : $V \propto \frac{1}{p}$ બોઈલનો નિયમ

અચળ p અને n : $V \propto T$ ચાર્લ્સનો નિયમ

અચળ p અને T : $V \propto n$ એવોગેડ્રો 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 પુનઃગોઠવણી કરતાં આપણને 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 Rનું મૂલ્ય, p, V અને Tના માપનમાં વપરાયેલા એકમો પર આધાર રાખે છે. જો આ સમીકરણના ત્રણેય ચલો (variables) જાણતા હોઈએ તો ચોથાની ગણતરી કરી શકીએ. આ સમીકરણથી આપણે જોઈ શકીએ છીએ કે અચળ તાપમાન અને દબાણે 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 શકાશે. જો વાયુઓ આદર્શ વર્તણૂક તરફ જાય તેવી પરિસ્થિતિ હશે તો જ. STP પરિસ્થિતિમાં (273.15 K તાપમાને અને 1 bar દબાણે) એક મોલ આદર્શ વાયુનું કદ 22.710981 L mol⁻¹ થશે. આ પરિસ્થિતિમાં એક મોલ માટે Rનું 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 પરિસ્થિતિએ (0° C અને 1 atm દબાણ) Rનું મૂલ્ય 8.20578 × 10⁻² L atm K⁻¹ 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 દબાણ T₁, V₁ અને p₁ થી T₂, V₂ અને p₂ 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.

કોયડો 5.3

25 °C અને 760 mm પારાના દબાણે વાયુ 600 mL કદ ધરાવે છે. વાયુનું કદ 640 mL અને તાપમાન 10 °C થાય ત્યારે તે ઊંચાઈએ દબાણનું મૂલ્ય કેટલું હશે ?

ઉકેલ :

$$p_1 = 760 \text{ mm Hg}, V_1 = 600 \text{ mL}$$

$$T_1 = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$V_2 = 640 \text{ ml અને } T_2 = 10 + 273 = 283 \text{ K}$$

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)

આદર્શ વાયુ સમીકરણની નીચે પ્રમાણે પુનઃગોઠવણી કરી શકાય :

$$\frac{n}{V} = \frac{p}{RT}$$

n ને $\frac{m}{M}$ તરીકે મૂકતાં 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.

$$M = \frac{dRT}{p} \quad (5.22)$$

5.6.2 ડાલ્ટનનો આંશિક (વિભાગીય) દબાણનો નિયમ (Dalton's Law of Partial Pressure)

આ નિયમને જોહ્ન ડાલ્ટને 1801માં સૂત્રિત કરેલો. તે નિવેદિત કરે છે કે પારસ્પરિક ક્રિયા ન કરતાં હોય તેવા વાયુઓના મિશ્રણનું કુલ દબાણ વ્યક્તિગત વાયુના આંશિક દબાણના સરવાળા બરાબર થાય છે એટલે કે એ દબાણ જે સમાન કદે અને તાપમાનની પરિસ્થિતિમાં દરેક વાયુ અલગ રીતે ક્રિયાશીલ થશે. વાયુઓના મિશ્રણમાં દરેક વાયુ વડે ક્રિયાશીલ થયેલું દબાણ આંશિક દબાણ કહેવાય છે. ગાણિતીય રીતે,

$$P_{\text{કુલ}} = p_1 + p_2 + p_3 \dots \quad (\text{અચળ } T \text{ અને } V)$$

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 સૂકા વાયુનું દબાણ પાણીની બાષ્પ ધરાવતા ભેજવાળા વાયુના દબાણમાંથી પાણીનું બાષ્પદબાણ બાદ કરવાથી મળે છે. સંતૃપ્ત પાણીની બાષ્પ દ્વારા ક્રિયાશીલ થતા દબાણને જલીય તાણ (aqueous tension) કહે છે. જુદા જુદા તાપમાને પાણીના જલીય તાણ કોષ્ટક 5.3માં દર્શાવેલ છે.

$$P_{\text{શુદ્ધ વાયુ}} = P_{\text{કુલ}} - \text{જલીય તાણ} \quad (5.24)$$

કોષ્ટક 5.3 પાણીનું જલીય તાણ (બાષ્પ 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 V માં 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 ભાગતાં,

$$\begin{aligned} \frac{p_1}{p_{\text{કુલ}}} &= \left(\frac{n_1}{n_1 + n_2 + n_3} \right) \frac{RTV}{RTV} \\ &= \frac{n_1}{n_1 + n_2 + n_3} = \frac{n_1}{n} = x_1 \end{aligned}$$

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,

$$p_2 = x_2 p_{\text{કુલ}} \quad \text{અને} \quad p_3 = x_3 p_{\text{કુલ}}$$

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-ડાયઑક્સિજનનું મિશ્રણ 70.6 g ડાયઑક્સિજન અને 167.5 g નિયોન ધરાવે છે. જો નળાકારમાં વાયુઓના મિશ્રણનું દબાણ 25 bar હોય તો મિશ્રણમાં ડાયઑક્સિજન અને નિયોનના આંશિક દબાણ કેટલા હશે ?

ઉકેલ :

ડાયઑક્સિજનના મોલની સંખ્યા

$$= \frac{70.6 \text{ g}}{32 \text{ g mol}^{-1}}$$

$$= 2.21 \text{ mol}$$

નિયોનના મોલની સંખ્યા

$$= \frac{167.5 \text{ g}}{20 \text{ g mol}^{-1}}$$

$$= 8.375 \text{ mol}$$

ડાયઑક્સિજનનો મોલ અંશ

$$= \frac{2.21}{2.21 + 8.375}$$

$$= \frac{2.21}{10.585}$$

$$= 0.21$$

નિયોનના મોલ અંશ

$$= \frac{8.375}{2.21 + 8.375}$$

$$= 0.79$$

વૈકલ્પિક રીતે,

નિયોનનો મોલ અંશ = $1.0 - 0.21 = 0.79$ થશે.

વાયુનું આંશિક દબાણ = મોલ અંશ \times કુલ દબાણ

$$\begin{aligned} \Rightarrow \text{ડાયઑક્સિજનનું આંશિક દબાણ} &= 0.21 \times (25 \text{ bar}) \\ &= 5.25 \text{ bar} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{નિયોનનું આંશિક દબાણ} &= 0.79 \times (25 \text{ bar}) \\ &= 19.75 \text{ bar} \end{aligned}$$

5.7 વાયુઓનો ગતિજ ઊર્જા આણ્વીયવાદ (Kinetic Molecular Theory of Gases)

અત્યાર સુધીમાં આપણે નિયમો (દા.ત., બોઈલનો નિયમ, ચાર્લ્સનો નિયમ) વિશે શીખ્યા જે વૈજ્ઞાનિકો દ્વારા પ્રયોગશાળામાં અવલોકન કરેલ પ્રાયોગિક હકીકતોના ખૂબ જ ચોક્કસ નિવેદનો છે. કાળજીપૂર્વક પ્રયોગ કરવા તે વૈજ્ઞાનિક પદ્ધતિની એક અગત્યની બાબત છે અને તે આપણને જુદી જુદી પરિસ્થિતિમાં કોઈ ખાસ પ્રણાલી કેવી રીતે વર્તે છે તે વિશે જણાવે 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 પ્રાક્કથન કરવામાં મદદરૂપ થાય છે કે

વાયુઓના સંકોચવાથી દબાણ વધે છે પણ આપણને એ જાણવું ગમશે કે વાયુઓને સંકોચવામાં આવે ત્યારે આણ્વીય સ્તરે 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 આણ્વીય વાદ છે.

ગતિજ આણ્વીય 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 સૂક્ષ્મદર્શીય 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 કદ 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 શકાતો 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 કહી 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.

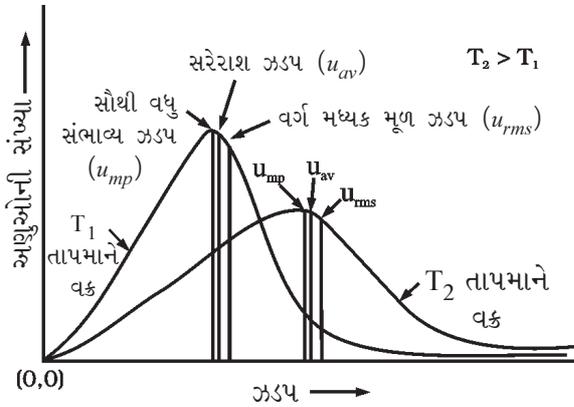
વાયુઓનો ગતિજવાદ આપણને અગાઉ અભ્યાસ કરેલા બધા વાયુ નિયમોને સૈદ્ધાંતિક રીતે નિરૂપણ કરવામાં મદદરૂપ થાય છે. વાયુઓના ગતિજવાદ પર આધારિત પ્રાકૃત્યનો અને ગણતરીઓ પ્રાયોગિક અવલોકનો સાથે ખૂબ જ સારી રીતે સંમત થાય છે અને આથી નમૂનાનું વાજબીપણું (correctness) સ્થાપિત કરે છે.

ગતિજ ઊર્જા અને આણ્વીય ઝડપ

વાયુના અણુઓ સતત ગતિમાં રહેતા હોય છે. જ્યારે તેઓ ધૂમતા હોય છે ત્યારે એકબીજા સાથે અને પાત્રની દીવાલો સાથે અથડાય છે. આને પરિણામે તેમની ઝડપમાં ફેર પડે છે અને ઊર્જાની પુનઃવહેંચણી 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 :

$$u_{av} = \frac{u_1 + u_2 + \dots + u_n}{n}$$

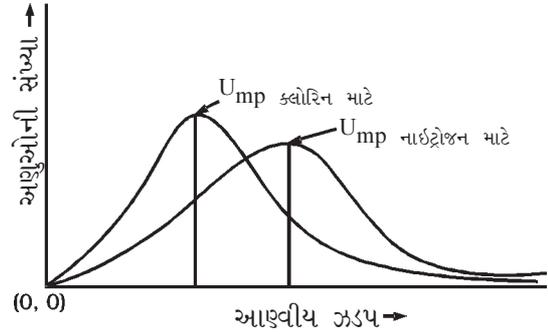
મેક્સવેલ (Maxwell) અને બોલ્ટ્ઝમેને (Boltzmann) દર્શાવ્યું કે અણુઓની ઝડપની ખરેખર વહેંચણી તાપમાન અને વાયુના આણ્વીય દળ પર આધાર રાખે છે. મેક્સવેલે અમુક ઝડપ ધરાવતા અણુઓની સંખ્યાની ગણતરી માટે સૂત્ર ઉપજાવ્યું. આકૃતિ A(1) બે જુદા જુદા T_1 અને T_2 (T_1 કરતાં T_2 ઊંચું તાપમાન છે). અણુઓની સંખ્યા વિરુદ્ધ આણ્વીય ઝડપનો આલેખ દર્શાવેલ છે. આકૃતિમાં દર્શાવેલ આલેખ ઝડપની મેક્સવેલ બોલ્ટ્ઝમેન વહેંચણી કહેવાય છે.



આકૃતિ A(1) મેક્સવેલ-બોલ્ટ્ઝમેનની ઝડપની વહેંચણી

આલેખ દર્શાવે છે કે ઘણી ઊંચી અને ઘણી નીચી ઝડપ ધરાવતા અણુઓની સંખ્યા ઘણી ઓછી છે. વક્રમાં 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-વહેંચણી વક્ર ઊંચા તાપમાને વધુ પહોળો થાય છે. વક્રનું પહોળા થવું સૂચવે છે કે વધુ ઝડપે ધૂમતા અણુઓની સંખ્યા વધે છે. ઝડપ વહેંચણી 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 ક્લોરિન અણુઓ કરતાં વધુ ઝડપથી ખસે છે. આથી આપેલા તાપમાને નાઈટ્રોજન અણુઓને ક્લોરિનના અણુઓ કરતાં સૌથી વધુ સંભાવ્ય અણુઓનું મૂલ્ય ઊંચું હોય છે. નાઈટ્રોજન અને ક્લોરિનના આણ્વીય ઝડપ વહેંચણી વક્ર જુઓ જે આકૃતિ A(2)માં આવેલ છે. કોઈ પણ એક

તાપમાને અણુઓની વ્યક્તિગત ઝડપ બદલાતી રહે છે. છતાં પણ ઝડપની વહેંચણી સમાન રહે છે.



આકૃતિ A(2) 300 K તાપમાને ક્લોરિન અને નાઈટ્રોજનની આણ્વીય ઝડપની વહેંચણી

આપણે જાણીએ છીએ કે કણની ગતિજ ઊર્જા નીચેના સમીકરણથી દર્શાવી શકાય :

$$\text{ગતિજ ઊર્જા} = \frac{1}{2} m u^2$$

આથી આપણે સરેરાશ સ્થાનાંતરીય (translational) ગતિ ઊર્જા $\frac{1}{2} m \overline{u^2}$ જાણવા વાયુ કણ માટે સીધી લીટીમાં ગતિ કરવા માટે આપણે બધા જ અણુઓની ઝડપની સરેરાશ વર્ગ મૂલ્ય $\overline{u^2}$ મેળવવા ઇચ્છીએ છીએ. આને નીચે પ્રમાણે રજૂ કરી શકાય :

$$\overline{u^2} = \frac{u_1^2 + u_2^2 + \dots + u_n^2}{n}$$

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.

$$u_{rms} = \sqrt{\overline{u^2}}$$

સરેરાશ વર્ગિત ઝડપનું વર્ગમૂળ (root mean square speed), સરેરાશ ઝડપ અને મહત્તમ સંભાવ્ય ઝડપ નીચેનો સંબંધ ધરાવે છે :

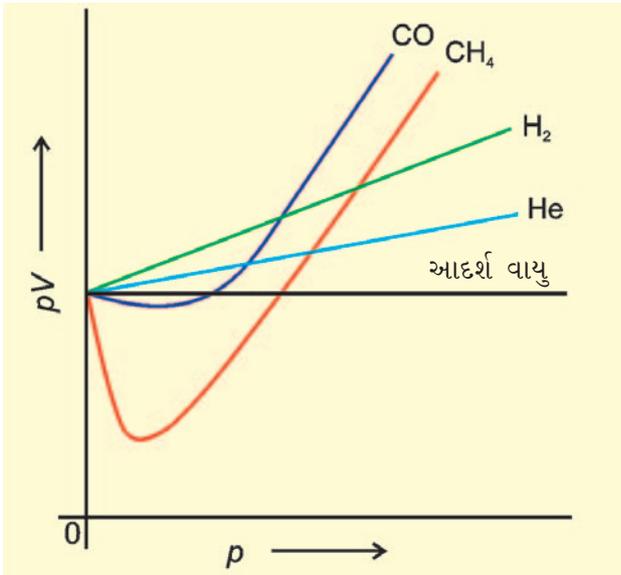
$$u_{rms} > u_{av} > u_{mp}$$

ત્રણેય ઝડપો વચ્ચેનો ગુણોત્તર નીચે દર્શાવેલ છે :

$$u_{mp} : u_{av} : u_{rms} :: 1 : 1.128 : 1.224$$

5.8 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 ઊભી થાય છે જ્યારે આપણે $pV = nRT$ સંબંધ કેટલે અંશે વાયુઓના ખરેખર દબાણ-કદ-તાપમાન સંબંધનું પુનરુત્થાન 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 દબાણે X-અક્ષને સમાંતર સીધી રેખા મળશે. આકૃતિ 5.8માં 273 K તાપમાને કેટલાક વાયુઓની ખરેખરી માહિતીમાંથી દોરાયેલો આલેખ આકૃતિ 5.8 દર્શાવેલ છે.

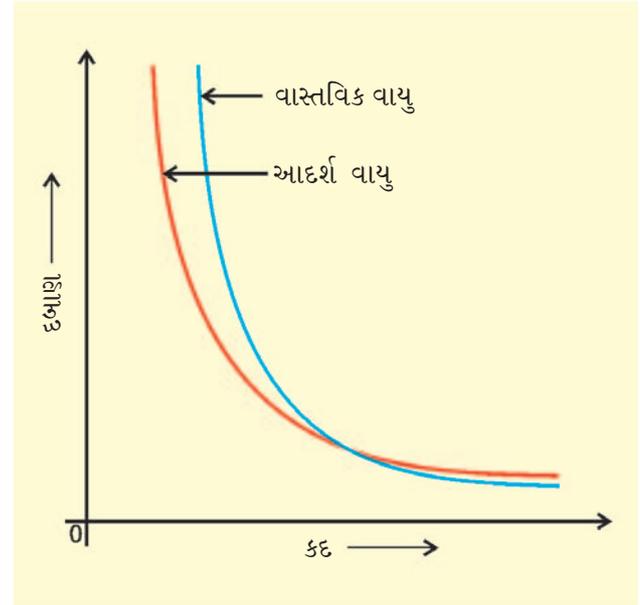


આકૃતિ 5.8 વાસ્તવિક અને આદર્શ વાયુઓના pV વિરુદ્ધ p ના આલેખ

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 વક્ર જોવા મળે છે. હાઈડ્રોજન અને હિલિયમ માટેના વક્રમાં દબાણના વધારા સાથે pV પણ વધે છે. બીજો પ્રકાર કાર્બન મોનોક્સાઈડ અને મિથેન જેવા વાયુઓમાં જોવા મળે છે. આ આલેખોમાં પહેલાં તેમાં આદર્શ વાયુથી ઋણ વિચલન મળે છે એટલે કે pV ના મૂલ્યો દબાણના વધારા સાથે ઘટે છે અને વાયુની ખાસિયતના નિમ્નતમ મૂલ્યે પહોંચે છે. ત્યારબાદ pV મૂલ્યો વધવા માંડે છે. વક્ર ત્યારબાદ આદર્શ વાયુ

માટેની રેખાને છેદે છે અને ત્યારબાદ સતત ધન વિચલન દર્શાવે છે. આમ એમ જાણવા 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 કિંમતોના જેવા જ રહેવા જોઈએ. (આકૃતિ 5.9)માં આ આલેખો દર્શાવેલા છે. એ દેખાઈ આવે છે કે ઘણા ઊંચા દબાણે માપન કરેલાં કદ ગણતરી કરેલા કદ કરતાં વધારે છે. નીચા દબાણે જ માપેલા કદ અને ગણેલા કદ એકબીજાની નજીક રહે છે.



આકૃતિ 5.9 વાસ્તવિક વાયુ અને આદર્શ વાયુઓના દબાણ વિરુદ્ધ કદનો આલેખ

એ જણાવ્યું છે કે વાસ્તવિક વાયુઓ બોઈલનો નિયમ, ચાર્લ્સનો નિયમ અને એવોગેદ્રો નિયમ બધી જ પરિસ્થિતિમાં સંપૂર્ણપણે અનુસરતા નથી. હવે બે પ્રશ્નો ઊભા 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(જગ્યા)ની સરખામણીમાં વાયુના અણુઓનું કદ નગણ્ય જેટલું ઓછું છે.

જો ધારણા (a) સાચી હોય તો વાયુઓનું કદાપિ પ્રવાહીકરણ થશે નહિ. આપણે જાણીએ છીએ કે વાયુઓનું પ્રવાહીકરણ તેમને ઠંડા 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 ક્રિયા કરે છે. ઊંચા દબાણે વાયુઓના અણુઓ એકબીજાની ખૂબ જ નજીક હોય છે. આણ્વીય પારસ્પરિક ક્રિયાની શરૂઆત થાય છે. ઊંચા દબાણે અણુઓ પાત્રની દીવાલ સાથે પૂરતી અથડામણથી અથડાતા નથી, કારણ કે આ અણુઓ બીજા અણુઓ વડે આણ્વીય આકર્ષણ બળને લીધે પાછા ખેંચાય છે. આ અણુઓ વડે પાત્રની દીવાલ પરના અણુમાંથી ક્રિયાશીલ થતાં દબાણ પર અસર પાડે છે. આથી આદર્શ વાયુથી ક્રિયાશીલ થતાં દબાણ કરતાં ઓછું દબાણ ક્રિયાશીલ થાય છે.

$$P_{\text{આદર્શ}} = P_{\text{વાસ્તવિક}} + \frac{an^2}{V^2} \quad (5.30)$$

અવલોકિત સુધારેલ
દબાણ પદ

અહીંયા a અચળાંક છે.

અપાકર્ષણ બળો પણ સાર્થક (significant) બને છે. પારસ્પરિક અપાકર્ષણ ટૂંકા વિસ્તારની પારસ્પરિક ક્રિયાઓ 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. અહીંયા b અચળાંક છે. દબાણ અને કદને માટે સુધારાને ધ્યાનમાં લઈએ તો સમીકરણ (5.17) નીચે પ્રમાણે ફરી લખી શકાય.

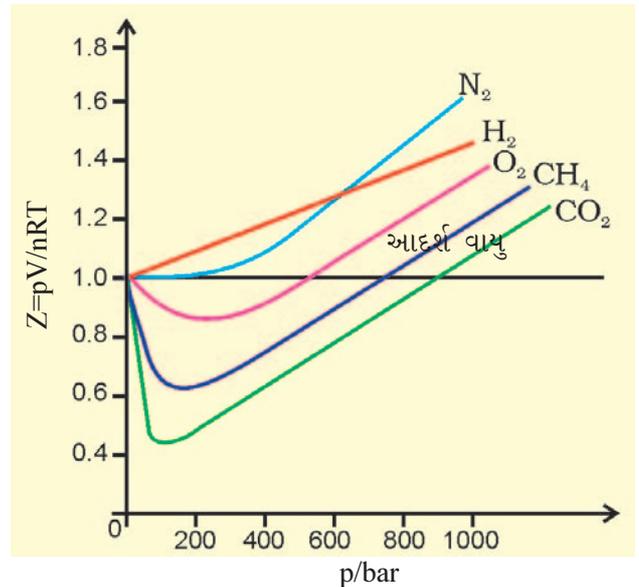
$$\left(p + \frac{an^2}{V^2} \right) (V-nb) = nRT \quad (5.31)$$

સમીકરણ (5.31) વાનુ ડર વાલ્સ સમીકરણ તરીકે ઓળખાય છે. આ સમીકરણમાં n વાયુના મોલની સંખ્યા છે. અચળાંકો a અને b વાનુ ડર વાલ્સ અચળાંકો કહેવાય છે અને તેમનાં મૂલ્યો વાયુઓની લાક્ષણિકતા પર આધાર રાખે છે. ' a 'નું મૂલ્ય વાયુમાં જ આંતરઆણ્વીય આકર્ષણ બળોની માત્રાનું માપ છે અને તે તાપમાન અને દબાણથી સ્વતંત્ર છે.

ઘણા નીચા તાપમાને આંતરઆણ્વીય 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 આંતરઆણ્વીય 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) Z ના 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 દબાણે $Z = 1$ થાય છે કારણ કે $pV = nRT$. Z વિરુદ્ધ p નો આલેખ દબાણ અક્ષ(આકૃતિ 5.10)ને સમાંતર સીધી રેખા હોય છે. જે વાયુઓ આદર્શ વર્તણૂકથી વિચલન દર્શાવે છે તેમાં



આકૃતિ 5.10 કેટલાક વાયુઓ માટે સંકોચનીયતા અવયવમાં વિચરણ

Z નું મૂલ્ય એકથી વધુ થાય છે. ખૂબ નીચા દબાણે બધા જ વાયુઓ $Z = 1$ દર્શાવે છે અને આદર્શ વાયુ તરીકે વર્તે 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 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 ગાળામાં આદર્શ વાયુ નિયમોને પાળે 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 નિમ્નતમ 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.

$$Z = \frac{pV_{\text{વાસ્તવિક}}}{nRT} \quad (5.33)$$

$$\text{જો વાયુ આદર્શ વર્તણૂક દર્શાવશે તો } V_{\text{આદર્શ}} = \frac{nRT}{p},$$

$\frac{nRT}{p}$ નું મૂલ્ય સમીકરણ (5.33)માં મૂકીએ તો –

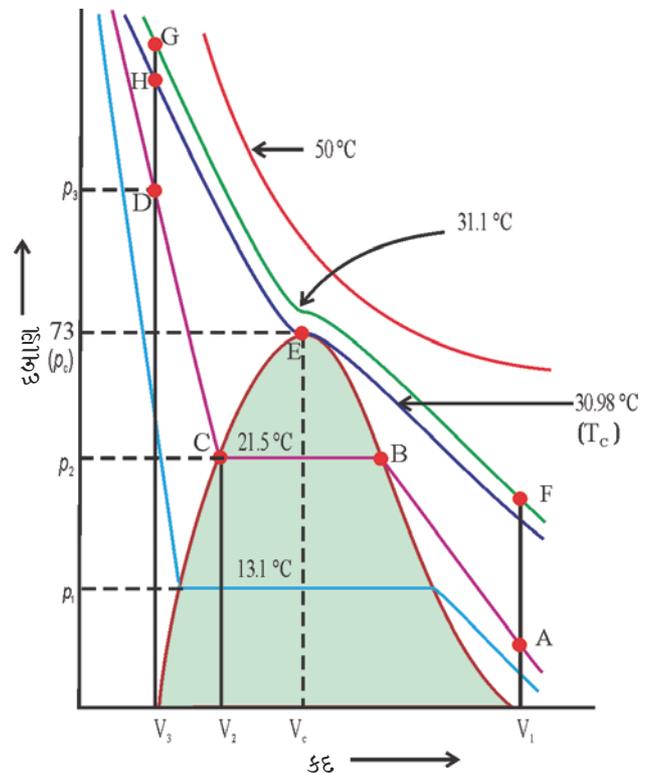
$$Z = \frac{V_{\text{વાસ્તવિક}}}{V_{\text{આદર્શ}}} \quad (5.34)$$

સમીકરણ (5.34) પરથી આપણે જોઈ શકીએ છીએ કે સંકોચનીયતા 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 ભેદ પાડવા શક્ય નથી અને પ્રવાહીને આપણે નાના કદ અને ઘણા ઊંચા આણ્વીય આકર્ષણના વિસ્તારમાં વાયુમય ક્ષાન્તુ સાતત્ય ગણી શકીએ. આપણે એ પણ જોઈશું કે વાયુઓના પ્રવાહીકરણ માટે જરૂરી પરિસ્થિતિઓના પ્રાક્ષત્યનો માટે વાયુઓના સમતાપનો ઉપયોગ કરીશું.

5.9 વાયુઓનું પ્રવાહીકરણ (Liquifaction of Gases)

બંને પ્રવાહી અને વાયુમય અવસ્થામાં પદાર્થના દબાણ-કદ-તાપમાનના સંબંધોની માહિતી કાર્બન ડાયોક્સાઈડના જુદા જુદા તાપમાને મળેલા સમતાપના એન્ડ્રુઝે (Andrews) આલેખ તૈયાર કર્યાં (આકૃતિ 5.11). પાછળથી એ પણ જાણવા મળ્યું કે વાસ્તવિક વાયુઓ પણ કાર્બન ડાયોક્સાઈડની જેમ જ વર્તે છે. એન્ડ્રુઝે 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 વક્રનો આકાર બદલાય છે અને માહિતી આદર્શ વર્તણૂકથી નોંધપાત્ર વિચલન દર્શાવે છે. 30.98 °C તાપમાને કાર્બન ડાયોક્સાઈડ વાયુ 73 વાતાવરણ દબાણ સુધી વાયુ રહે



આકૃતિ 5.11 જુદા જુદા તાપમાને કાર્બન ડાયોક્સાઈડના સમતાપ

છે (આકૃતિ 5.11માં બિંદુ E). 73 વાતાવરણના દબાણે સૌ પ્રથમ વખત પ્રવાહી કાર્બન ડાયોક્સાઈડ દેખાયો. 30.98 °C તાપમાનને કાર્બન ડાયોક્સાઈડનું ક્રાંતિક તાપમાન (T_c) કહેવાય છે. આ સૌથી ઊંચું તાપમાન છે, જ્યારે પ્રવાહી કાર્બન ડાયોક્સાઈડ અવલોકિત થાય છે. આથી ઊંચા તાપમાને તે વાયુ હોય છે. ક્રાંતિક તાપમાને એક મોલ વાયુનું કદ ક્રાંતિક કદ (V_c) અને આ તાપમાને વાયુનું દબાણ ક્રાંતિક દબાણ (P_c) કહેવાય છે. આ ક્રાંતિક તાપમાન, દબાણ અને કદ ક્રાંતિક અચળાંક કહેવાય છે. ત્યાર બાદ દબાણમાં વધારો કરવામાં આવે તો પ્રવાહી કાર્બન ડાયોક્સાઈડને માત્ર સંકોચે છે અને વક્ર 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 ડાયોક્સાઈડ 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 ડાયોક્સાઈડ સાથે સહઅસ્તિત્વ ધરાવે છે અને વધારે દબાણ લાગુ પાડતાં વધારે વાયુના સંઘનન(condensation)માં પરિણમે 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 5.11). 30.98 °C તાપમાને (ક્રાંતિક તાપમાન) દરેક વક્ર સરખું જ વલણ દર્શાવે છે. માત્ર આડી રેખાની લંબાઈ નીચા તાપમાને વધે છે. ક્રાંતિક બિંદુએ સમતાપની આડી રેખા એક બિંદુમાં ફેરવાય છે. આમ આપણે જોઈએ છીએ કે આકૃતિ 5.11માં બિંદુ A વાયુમય અવસ્થા દર્શાવે છે. D જેવું બિંદુ પ્રવાહી અવસ્થા દર્શાવે છે અને ઘુમ્મટ(dome)ની અંદરના બિંદુ પ્રવાહી અને વાયુમય કાર્બન ડાયોક્સાઈડ સંતુલનમાં અસ્તિત્વ ધરાવે છે. બધા જ વાયુઓને નિશ્ચિત તાપમાને સંકોચન કરતાં (સમતાપી સંકોચન) કાર્બન ડાયોક્સાઈડ જેવી જ વર્તણૂક દર્શાવે છે. ઉપરની ચર્ચા દર્શાવે છે કે વાયુઓના પ્રવાહીકરણ માટે તેમના ક્રાંતિક તાપમાનથી નીચે ઠંડા પાડવા જોઈએ. વાયુનું ક્રાંતિક 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 કારણે અણુઓને એકબીજાની નજીક લાવે છે અને ઠંડક અણુઓની હેરફેરને ધીમી કરી નાંખે છે. આથી આંતરઆણ્વીય પારસ્પરિક ક્રિયા ખૂબ નજીક હોય અને ધીમી ગતિ કરતાં હોય તેવા અણુઓને ભેગા રાખે છે અને વાયુ પ્રવાહીકરણ પામે છે.

વાયુને પ્રવાહીમાં અને પ્રવાહીને વાયુમાં ફેરવવામાં એક જ પ્રક્રમ જેમાં હંમેશાં એક જ કલા હાજર હોય છે તેના વડે શક્ય છે. ઉદાહરણ તરીકે આકૃતિ 5.11માં 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 ક્રાંતિક સમતાપ પર H બિંદુને ઓળંગીએ છીએ ત્યારે પ્રવાહી મળે છે. આપણે પ્રવાહી મેળવીને પૂર્ણ કરીએ છીએ, પરંતુ શ્રેણીબદ્ધ ફેરફારોના બે કલા વિસ્તારમાંથી પસાર થતાં નથી. પ્રક્રમ ક્રાંતિક 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) પર્યાય વપરાય છે. આમાં પ્રવાહી ખૂબ જ ઘટ્ટ વાયુ તરીકે જોઈ શકીએ. જ્યારે દ્રવ ક્રાંતિક તાપમાન અને દબાણથી નીચે હોય ત્યારે અને તેનું દબાણ અને કદ ઘુમ્મટની નીચે હોય ત્યારે પ્રવાહી અને વાયુ વચ્ચેનો ભેદ પારખી શકાય છે. આ પરિસ્થિતિમાં પ્રવાહી અને વાયુ સંતુલન હેઠળ છે અને તેથી તે બે કલાને અલગ કરતી સપાટી જ દૃશ્યમાન થાય છે. આ સપાટીની ગેરહાજરીમાં બન્ને અવસ્થાઓ વચ્ચે ભેદ કરવાનો કોઈ મૂળ રસ્તો નથી. ક્રાંતિક તાપમાને પ્રવાહી વાયુ અવસ્થામાં અભેદ રીતે અને સતત રીતે પસાર થાય છે. બન્નેને અલગ કરતી સપાટી અદૃશ્ય થાય છે (વિભાગ 5.10.1). વાયુને ક્રાંતિક તાપમાનથી નીચા તાપમાને દબાણ લાગુ પાડીને પ્રવાહી બનાવી શકાય અને તેને પદાર્થની બાષ્પ કહે છે. કાર્બન ડાયોક્સાઈડ વાયુ ક્રાંતિક તાપમાનથી નીચે કાર્બન ડાયોક્સાઈડ બાષ્પ કહેવાય છે. કેટલાક સામાન્ય પદાર્થો માટે ક્રાંતિક અચળાંકો કોષ્ટક 5.4માં આપેલ છે.

કોષ્ટક 5.4 કેટલાક પદાર્થોના ક્રાંતિક તાપમાન અને ક્રાંતિક દબાણ

પદાર્થ	T_c/K	p_c/bar	$V_c/\text{dm}^3\text{mol}^{-1}$
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

કોયડો 5.5

વાયુઓ લાક્ષણિક ક્રાંતિક તાપમાન ધરાવે છે. જે વાયુ કણો વચ્ચેના આંતરઆણ્વીય બળોની માત્રા પર આધાર રાખે છે. એમોનિયા અને કાર્બન ડાયોક્સાઇડના ક્રાંતિક તાપમાન અનુક્રમે 405.5 K અને 304.10 K છે. જો તમે 500 Kથી વાયુઓના ક્રાંતિક તાપમાન સુધી ઠંડા પાડવાનું શરૂ કરો તો કયો વાયુ પ્રથમ પ્રવાહીકૃત થશે ?

ઉકેલ :

એમોનિયા પ્રથમ પ્રવાહીકૃત થશે કારણ કે તેનું ક્રાંતિક તાપમાન પહેલું આવશે. CO₂ના પ્રવાહીકરણ માટે વધારે ઠંડકની જરૂર પડશે.

5.10 પ્રવાહી અવસ્થા (Liquid State)

આંતરઆણ્વીય 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 ઘટ્ટ હોય છે.

પ્રવાહીમાંના અણુઓ આંતરઆણ્વીય આકર્ષણ બળોને લીધે ભેગા 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

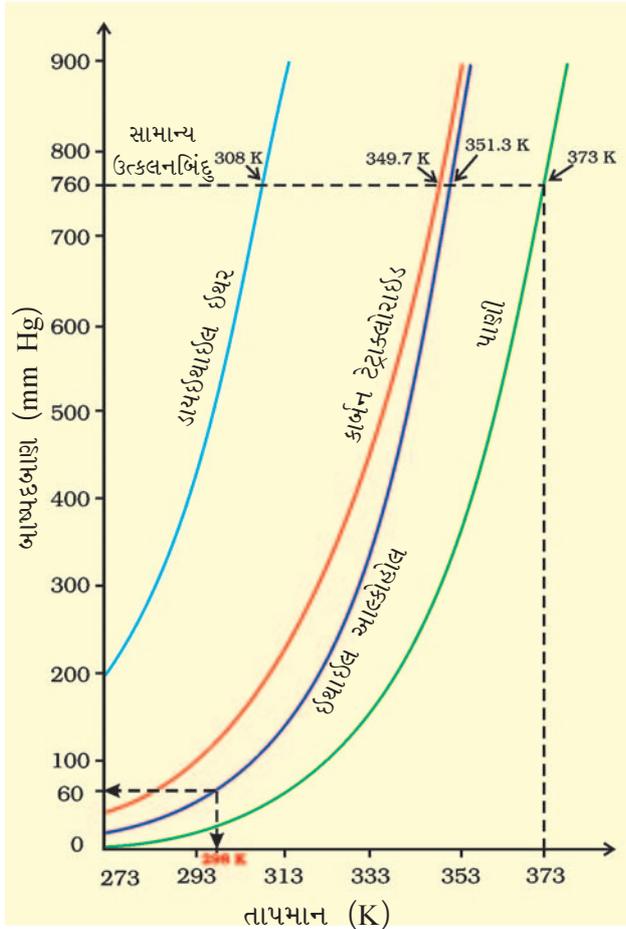
તેથી જ પ્રવાહી વહી શકે છે, અને તેને રેડી શકાય છે, અને તેમને જેમાં ભર્યા હોય તે પાત્રનો આકાર ધારણ કરે છે. નીચેના વિભાગોમાં પ્રવાહીના કેટલાક ભૌતિક ગુણધર્મો જેવાં કે બાષ્પદબાણ, પૃષ્ઠતાણ અને સ્નિગ્ધતા વિશે જાણકારી મેળવીશું.

5.10.1 બાષ્પદબાણ (Vapour Pressure)

એક શૂન્યાવકાશ કરેલા પાત્રમાં જો અંશતઃ પ્રવાહી ભરવામાં આવે તો પ્રવાહીનો કેટલોક ભાગ બાષ્પીભવન પામી પાત્રના બાકીના કદને ભરી દે છે. પ્રારંભમાં પ્રવાહી બાષ્પીભવન પામે છે અને બાષ્પ વડે દીવાલો પરનું દબાણ (બાષ્પદબાણ) વધતું જાય છે અને કેટલાક સમય પછી તે અચળ થાય છે અને પ્રવાહી કલા - તથા બાષ્પકલા વચ્ચે સંતુલન સ્થપાય છે. આ તબક્કે જે બાષ્પદબાણ હોય તેને **સંતુલન બાષ્પદબાણ અથવા સંતૃપ્ત બાષ્પદબાણ** કહે છે. બાષ્પીભવન તાપમાન પર આધારિત હોવાથી બાષ્પદબાણ દર્શાવતી વખતે તાપમાન દર્શાવવું જ જોઈએ.

જ્યારે પ્રવાહીને ખુલ્લા પાત્રમાં ગરમ કરવામાં આવે છે ત્યારે સપાટી પરથી પ્રવાહી બાષ્પમાં ફેરવાય છે. એ તાપમાને કે જ્યારે પ્રવાહીની બાષ્પનું દબાણ બાહ્ય દબાણ જેટલું જ થાય છે ત્યારે પ્રવાહીના બધા જ જથ્થામાં બાષ્પીભવન થઈ શકે છે અને બાષ્પ પર્યાવરણમાં (surrounding) મુક્તપણે વિસ્તરે છે. બધા જ પ્રવાહીમાં બાષ્પની મુક્ત બાષ્પીભવનની સ્થિતિને ઉત્કલન કહે છે. જે તાપમાને પ્રવાહીનું બાષ્પદબાણ બાહ્યદબાણ જેટલું થાય છે ત્યારે તે તાપમાનને ઉત્કલનબિંદુ કહેવાય છે. આકૃતિ 5.12માં કેટલાક સામાન્ય પ્રવાહીના જુદા જુદા તાપમાને બાષ્પદબાણ 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 થોડું ઓછું હોય છે. કારણ કે 1 bar દબાણ 1 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 રાંધવા માટે પ્રેશર કૂકરનો ઉપયોગ થાય



આકૃતિ 5.12 કેટલાક સામાન્ય પ્રવાહીના બાષ્પદબાણ વિરુદ્ધ તાપમાનના વક

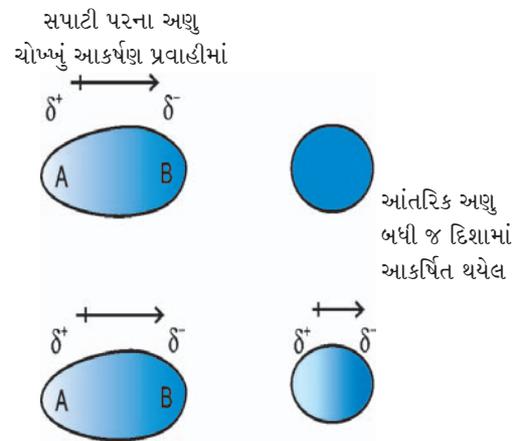
છે. હોસ્પિટલના વાઢકાપના સાધનોને ઓટોકલેવમાં જંતુમુક્ત કરવામાં આવે છે, જ્યાં પાણીનું ઉત્કલનબિંદુ વાતાવરણના દબાણથી ઊંચા દબાણે વજન ધરાવતા દ્વારના ઉપયોગથી વધારાય છે.

બંધપાત્રમાં પાણીને ગરમ કરતાં તે ઉકળતું નથી. ગરમ કરવાથી બાષ્પ દબાણ સતત વધ્યા જ કરે છે. શરૂઆતમાં પ્રવાહી અને બાષ્પ વચ્ચે સ્પષ્ટ સીમા દેખાય છે કારણ કે પ્રવાહી વાયુ કરતાં વધારે ઘટ્ટ છે. તાપમાન જેમ જેમ વધે છે તેમ તેમ વધારે અણુ બાષ્પ કલામાં જાય છે અને બાષ્પની ઘનતા વધે છે. તે જ સમયે પ્રવાહી ઓછું ઘટ થાય છે અને તે વિસ્તરે છે. કારણ કે અણુઓ એકબીજાથી અલગ ધૂમે છે. જ્યારે પાણીની ઘનતા અને બાષ્પની ઘનતા સરખા થાય છે ત્યારે પ્રવાહી અને બાષ્પ વચ્ચેની સીમા (સરહદ) અદૃશ્ય થાય છે. આ તાપમાનને **ક્રાંતિક તાપમાન** કહે છે. જેની આપણે વિભાગ 5.9માં ચર્ચા કરી ગયા છીએ.

5.10.2 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 બાજુએથી એકસરખું આંતરઆણ્વીય બળ અનુભવે છે. આથી અણુ કોઈ ચોખ્ખું (net) બળ અનુભવતું નથી, પરંતુ સપાટી પરના અણુ પરનું ચોખ્ખું આકર્ષણ બળ પ્રવાહીની અંદરની તરફ તેમના અણુઓને કારણે હોય છે (આકૃતિ 5.13).

તેની ઉપર અણુઓ હોતા નથી. પ્રવાહી તેમની સપાટીનું ક્ષેત્રફળ ઓછું કરવાના વલણ તરફ હોય છે. સપાટી પરના અણુઓ ચોખ્ખું નીચે લાગતું બળ અનુભવે છે અને તેમની ઊર્જા જથ્થામાંના અણુ કરતાં વધારે હોય છે જે ચોખ્ખું 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



આકૃતિ 5.13 પ્રવાહી સપાટી પરના અણુ પર લાગતું બળ અને પ્રવાહીની અંદરના અણુ પર લાગતું બળ

આપી શકાય. પૃષ્ઠતાણ પ્રવાહીની સપાટી પર દોરેલા લંબની એકમ લંબાઈ પર લાગતું બળ છે. તે ગ્રીક 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 નિમ્નતમ 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 અગ્નિ પોલિશિંગ (fire polishing) કહે છે.

પૃષ્ઠતાણને લીધે પ્રવાહી કેશાકર્ષણ નળીમાં ઉપર ચઢવાનું અથવા નીચે ઉતરવાનું 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 પાણીની પાતળા પડની સપાટીનું ક્ષેત્રફળ ઘટે છે. પ્રવાહીની સપાટીને ખેંચવાનો ગુણધર્મ આપવાનું કાર્ય પૃષ્ઠતાણ કરે છે. સપાટ સપાટી પર નાના બિંદુ ગુરુત્વને કારણે થોડા સપાટ બને છે, પરંતુ ગુરુત્વમુક્ત વાતાવરણમાં તે સંપૂર્ણપણે ગોળાકાર હોય છે.

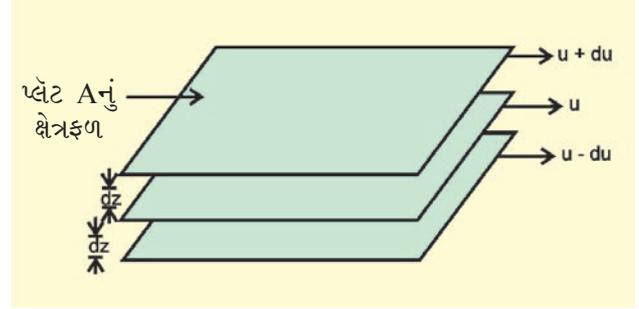
પ્રવાહીના પૃષ્ઠતાણની માત્રા અણુઓ વચ્ચેના આકર્ષણ બળોની માત્રા પર આધાર રાખે છે, જ્યારે આકર્ષણ બળો વધારે હોય છે ત્યારે પૃષ્ઠતાણ વધારે હોય છે. તાપમાનનો વધારો ગતિજ ઊર્જામાં વધારો કરે છે અને આંતરઆણ્વીય આકર્ષણોની અસરકારકતા ઘટાડે છે. તેથી તાપમાન વધારવાથી પૃષ્ઠતાણ ઘટે છે.

5.10.3 સ્નિગ્ધતા (Viscosity)

આ પ્રવાહીનો એક લાક્ષણિક ગુણધર્મ છે, જ્યારે પ્રવાહી એકબીજા પર ખસીને વહે છે ત્યારે પ્રવાહીના સ્તરો વચ્ચે આંતરિક ઘર્ષણને લીધે ઉત્પન્ન અવરોધના માપનને સ્નિગ્ધતા કહે છે. અણુઓ વચ્ચેના પ્રબળ આંતરઆણ્વીય બળો તેમને ભેગા 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 (આકૃતિ 5.14) તેની ઉપરનું સ્તર તેનો પ્રવાહ વધારે છે અને તેનું નીચેનું સ્તર પ્રવાહ ઘટાડે છે.



આકૃતિ 5.14 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,

$$F \propto A \quad (A \text{ સંપર્કનું ક્ષેત્રફળ છે.})$$

$$F \propto \frac{du}{dz} \quad (\text{જ્યાં, } \frac{du}{dz} \text{ વેગ પ્રવણતા છે;}$$

અંતર સાથે વેગમાં ફેરફાર)

$$F \propto A \frac{du}{dz}$$

$$\Rightarrow F = \eta A \frac{du}{dz}$$

જ્યાં ' η ' સમપ્રમાણતા અચળાંક છે. જેને સ્નિગ્ધતાનો ગુણાંક કહે છે. સ્નિગ્ધતા ગુણાંક વેગ પ્રવણતા એક હોય અને સંપર્કનું ક્ષેત્રફળ એકમ ક્ષેત્રફળ હોય ત્યારનું બળ છે. η સ્નિગ્ધતાનું માપન છે અને સ્નિગ્ધતા ગુણાંકનો એકમ 1 ન્યુટન સેકન્ડ પ્રતિ ચોરસ મીટર (Nsm^{-2}) = પાસ્કલ સેકન્ડ ($\text{Pa s} = 1 \text{ kg m}^{-1}\text{s}^{-1}$). CGS પદ્ધતિમાં સ્નિગ્ધતા ગુણાંકનો એકમ પોઈસ (મહાન વૈજ્ઞાનિક જીન લાઉઝી પોઈસુલી (Jean Louise Poiseuille)ની યાદમાં) 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. હાઈડ્રોજન બંધ અને વાનુ ડર વાલ્સ બળો ઊંચી સ્નિગ્ધતા માટે કારણરૂપ હોય છે. કાચ અતિશય સ્નિગ્ધ પ્રવાહી છે. એ

એટલો સ્નિગ્ધ છે કે તેના ઘણા ગુણધર્મો ઘન પદાર્થ સાથે સામ્યતા ધરાવે છે. કાચનો વહન થવાનો ગુણધર્મ 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 આંતરઆણ્વીય બળોને ઉપરવટ થઈ જાય છે.

સારાંશ

દ્રવ્યના કણો વચ્ચે આંતરઆણ્વીય આકર્ષણ બળો કાર્ય કરે છે. આ બળો બે એકબીજાથી વિરુદ્ધ ભારવાળા આયનો વચ્ચે ઉદ્ભવતા સ્થિરવિદ્યુતીય બળોથી અલગ પડે છે. ઉપરાંત આ બળોમાં સહસંયોજક બંધ દ્વારા સહસંયોજક અણુમાં પરમાણુઓને ભેગા રાખતા બળોનો પણ સમાવેશ થતો નથી. ઉષ્મીય ઊર્જા અને આંતરઆણ્વીય પારસ્પરિક ક્રિયા વચ્ચેની હરીફાઈ દ્રવ્યની અવસ્થા નક્કી કરે છે. દ્રવ્યના ‘જથ્થાત્મક’ ગુણધર્મો જેવાં કે વાયુઓની વર્તણૂક, ઘન અને પ્રવાહીની ખાસિયતો અને અવસ્થામાં ફેરફાર ઘટક કણોની ઊર્જા પર અને તેમની વચ્ચેની પારસ્પરિક ક્રિયાઓના પ્રકાર પર આધાર રાખે છે. પદાર્થના રાસાયણિક ગુણધર્મો અવસ્થામાં ફેરફાર સાથે બદલાતા નથી, પરંતુ તેમની પ્રક્રિયાત્મકતા તેમની ભૌતિક અવસ્થા પર આધાર રાખે છે.

વાયુ અણુઓ વચ્ચે પારસ્પરિક બળો નગણ્ય (નહિવત્) હોય છે અને તે રાસાયણિક સ્વભાવથી લગભગ સ્વતંત્ર છે. કેટલીક અવલોકનીય ગુણધર્મો 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 વ્યસ્ત 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 રજૂ કરવામાં આવે અને તે બીજી અવસ્થામાં p_2 , V_2 અને T_2 એ ફેરવાય તો આ બંને 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 આંતરઆણ્વીય 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 આણ્વીય આકર્ષણોના વિસ્તારમાં વાયુ અવસ્થાના સાતત્ય (continuation) તરીકે ગણી શકાય. પ્રવાહીના કેટલાક ગુણધર્મો. દા.ત., પૃષ્ઠતાણ અને સ્નિગ્ધતા પ્રબળ આંતરઆણ્વીય આકર્ષણ બળોને લીધે હોય છે.

સ્વાધ્યાય

- 5.1 500 dm³ હવાનું 1 bar દબાણે સંકોચન કરી 200 dm³ કરવા માટે 30 °C તાપમાને નિમ્નતમ 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 કદવાળા પાત્રમાં 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 આણ્વીય દળ કેટલું હશે ?
- 5.5 એક આદર્શ વાયુ A ના 1 ગ્રામ દબાણ 27 $^\circ\text{C}$ તાપમાને 2 bar જણાયું છે. બીજા આદર્શ વાયુ Bના 2 ગ્રામ તે જ તાપમાને તે જ ફ્લાસ્કમાં દાખલ કરવામાં આવે છે ત્યારે દબાણ 3 bar થાય છે. તેમના આણ્વીયદળ વચ્ચેનો સંબંધ શોધો.
- 5.6 એક ગટર સાફ કરનાર પદાર્થ ડ્રેઇનેક્સ થોડા ઘણા પ્રમાણમાં એલ્યુમિનિયમ ધરાવે છે. તે કોસ્ટિક સોડા સાથે પ્રક્રિયા કરી ડાયહાઇડ્રોજન ઉત્પન્ન કરે છે. જો 0.15 ગ્રામ એલ્યુમિનિયમ પ્રક્રિયા કરે તો 20°C તાપમાન અને એક bar દબાણે ડાયહાઇડ્રોજન વાયુનું કેટલું કદ મળશે ?
- 5.7 9 dm^3 ના ફ્લાસ્કમાં 27°C તાપમાને 3.2 ગ્રામ મિથેન અને 4.4 ગ્રામ કાર્બન ડાયોક્સાઇડના 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 0.1 bar દબાણે 34.05 mL ફોસ્ફોરસ બાષ્પનું વજન 0.0625 ગ્રામ થાય છે. ફોસ્ફોરસનું મોલર દળ કેટલું હશે ?
- 5.11 એક વિદ્યાર્થી ગોળ તળિયાવાળા 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 માપ્યું 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 ગ્રામ ડાયનાઇટ્રોજન વાયુમાં રહેલા કુલ ઇલેક્ટ્રોનની સંખ્યા ગણો.
- 5.14 એક સેકન્ડમાં ઘઉંના 10^{10} દાણા જો વહેંચવામાં આવે તો એક એવોગેડ્રો આંક જેટલા દાણા વહેંચતા કેટલો સમય લાગશે ?
- 5.15 8 ગ્રામ ડાયઓક્સિજન અને 4 ગ્રામ ડાયહાઇડ્રોજનના 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 બલૂનના દળ અને વિસ્થાપિત હવાના 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 ગ્રામ 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 ગ્રામ ડાયહાઇડ્રોજન 17°C તાપમાને સરખું કદ રોકે તો વાયુનું મોલર દળ કેટલું હશે ?
- 5.19 ડાયહાઇડ્રોજન અને ડાયઓક્સિજનનું મિશ્રણ એક bar દબાણે ડાયહાઇડ્રોજનના 20 % જેટલું વજન ધરાવે છે. ડાયહાઇડ્રોજનનું વિભાગીય દબાણ ગણો.
- 5.20 pV^2T^2/n રાશિ માટે SI એકમ શું હશે ?
- 5.21 ચાર્લ્સ નિયમના શબ્દોમાં સમજાવો કે શા માટે -273°C સૌથી નીચું શક્ય તાપમાન છે ?
- 5.22 કાર્બન ડાયોક્સાઇડ અને મિથેનના ક્રાંતિક તાપમાન અનુક્રમે 31.1°C અને -81.9°C છે. આમાંના કોના આંતરઆણ્વીય બળો વધુ મજબૂત હશે અને શા માટે ?
- 5.23 વાન્ ડર વાલ્સ પ્રાયલોની ભૌતિક સાર્થકતા (અગત્ય) સમજાવો.

ઉષ્માગતિશાસ્ત્ર (Thermodynamics)

હેતુઓ :

- આ એકમના અભ્યાસ પછી તમે...
- પ્રણાલી અને પર્યાવરણ પર્યાયો સમજાવી શકશો.
- બંધ, ખુલ્લી અને નિરાળી પ્રણાલી વચ્ચે ભેદ 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 વ્યાખ્યાયિત 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 ભેદ પાડી શકશો.
- સ્વયંસ્ફૂરિત (સ્વયંભૂ) અને બિનસ્વયંસ્ફૂરિત (બિનસ્વયંભૂ) પ્રક્રમોને વ્યાખ્યાયિત કરી શકશો.
- એન્ટ્રોપીને ઉષ્માગતિય અવસ્થા વિધેય તરીકે સમજાવી શકશો અને સ્વયંસ્ફૂરણ માટે લાગુ પાડી શકશો.
- ગીબ્સ મુક્ત ઊર્જા ફેરફાર (ΔG) સમજાવી શકશો.
- ΔG અને સ્વયંસ્ફૂરણ અને ΔG અને સંતુલન અચળાંક વચ્ચે સંબંધો પ્રસ્થાપિત કરી શકશો.

“આ સાર્વત્રિક અંતર્વસ્તુ (content)નો માત્ર ભૌતિકવાદ છે જે પાયાની સંકલ્પનાઓના અનુપ્રયોગ (ઉપયોગ)ના ઢાંચામાં છે, તેની મને ખાતરી છે કે તે કદી પણ નકારી શકાશે નહિ.”

– આલ્બર્ટ આઈન્સ્ટાઈન (Albert Einstein)

જ્યારે મિથેન, રાંધણ ગેસ અથવા કોલસો બળે 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 એન્જિનમાં બળે 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 સંકળાયેલ 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 બીજા 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/પ્રક્રમમાં સમાવિષ્ટ ઊર્જા ફેરફાર કેવી રીતે નક્કી કરી શકીએ ? તે થશે કે નહિ ?

રાસાયણિક પ્રક્રિયા કે પ્રક્રમને કોણ પ્રેરે છે (drives) ?

કેટલા પ્રમાણમાં રાસાયણિક પ્રક્રિયા આગળ ધપે છે ?

6.1 ઉષ્માગતિય પર્યાયો (Thermodynamic Terms)

આપણે રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં અને તેની સાથે સંકળાયેલ ઊર્જાના ફેરફારોમાં રસ ધરાવીએ છીએ. આ માટે આપણને કેટલાક ઉષ્માગતિય પર્યાયો જાણવાની જરૂરિયાત હોય છે. તેમની ચર્ચા નીચે કરેલ છે.

6.1.1 પ્રણાલી અને પર્યાવરણ (The System and the Surrounding)

ઉષ્માગતિશાસ્ત્રમાં 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.

વિશ્વ = પ્રણાલી + પર્યાવરણ

પ્રણાલીમાં થતા ફેરફારને લીધે 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 (આકૃતિ 6.1).



આકૃતિ 6.1 પ્રણાલી અને પર્યાવરણ

એ નોંધો કે પ્રણાલીને બીકર કે ટેસ્ટટ્યૂબ જેવી ભૌતિક સીમાઓથી વ્યાખ્યાયિત કરી શકાય અથવા પ્રણાલી સરળ રીતે વ્યાખ્યાયિત કરી શકાય કે તે કાર્ટેઝિયન અક્ષો જે અવકાશમાં અમુક કદને નિર્દેશિત કરે છે તેનો સેટ છે. એ જરૂરી છે કે આપણે પ્રણાલીને પર્યાવરણથી કોઈ એક દીવાલ કે જે સાચી અથવા કાલ્પનિક હોય તેના વડે અલગ કરેલ

હોય છે. દીવાલ કે જે પ્રણાલી અને પર્યાવરણને અલગ કરે છે તેને સીમા (હદ) (boundary) કહે છે. આ પ્રકારની રચના આપણને પ્રણાલીમાં અથવા બહાર દ્રવ્ય તથા ઊર્જાની હેરફેરને નિયંત્રિત કરવા અથવા તેમનો માર્ગ જાણવામાં ઉપયોગી થાય છે.

6.1.2 પ્રણાલીના પ્રકાર (Types of the System)

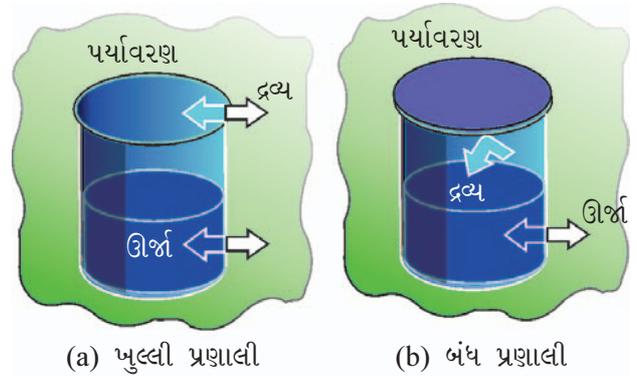
પ્રણાલીમાં અંદર કે બહાર જતા દ્રવ્ય અને ઊર્જાના સંચલન પ્રમાણે પ્રણાલીનું વર્ગીકરણ કરી શકીએ.

1. ખુલ્લી પ્રણાલી :

ખુલ્લી પ્રણાલીમાં પ્રણાલી અને પર્યાવરણની વચ્ચે દ્રવ્ય અને ઊર્જાનો વિનિમય થાય છે (આકૃતિ 6.2(a)). ખુલ્લા બીકરમાં પ્રક્રિયાકોની હાજરી ખુલ્લી પ્રણાલી*નું ઉદાહરણ છે. અહીંયા સીમા એક કાલ્પનિક સપાટી છે જે બીકર અને પ્રક્રિયાકોને સમાવે છે.

2. બંધ પ્રણાલી :

બંધ પ્રણાલીમાં દ્રવ્યનો વિનિમય થતો નથી પણ ઊર્જાનો વિનિમય પ્રણાલી અને પર્યાવરણ વચ્ચે થાય છે (આકૃતિ 6.2(b)). કોપર અને સ્ટીલ જેવા વહન કરતાં પદાર્થોના બંધ પાત્રમાં રાખેલા પ્રક્રિયાકો બંધ પ્રણાલીનું ઉદાહરણ છે.



(a) ખુલ્લી પ્રણાલી

(b) બંધ પ્રણાલી



(c) નિરાળી પ્રણાલી

આકૃતિ 6.2 ખુલ્લી, બંધ અને નિરાળી પ્રણાલી

* આપણે માત્ર પ્રક્રિયાકોને જ પ્રણાલી તરીકે પસંદ કરી શક્યા હોત. આમ હોત તો બીકરની દીવાલો સીમા તરીકે વર્તત.

3. નિરાળી પ્રણાલી :

નિરાળી પ્રણાલીમાં દ્રવ્ય અથવા ઊર્જામાંથી કોઈનો પણ પ્રણાલી અને પર્યાવરણ વચ્ચે વિનિમય થતો નથી (આકૃતિ 6.2(c)). થર્મોસ ફ્લાસ્કમાં રહેલા પ્રક્રિયકો અથવા કોઈ ઉષ્મારોધક (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 દૃષ્ટિએ વર્ણન કરવું જોઈએ જેથી ઉપયોગી ગણતરી 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. ઉષ્માગતિશાસ્ત્રમાં 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.

ઉષ્માગતિય 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 નિમ્નતમ સંખ્યાને નિશ્ચિત કરી દઈએ તો બીજાને આપોઆપ નિશ્ચિત મૂલ્યો હોય છે.

પર્યાવરણની અવસ્થાને કદી પણ સંપૂર્ણ રીતે દર્શાવી શકાય નહિ. સદ્ભાગ્યે 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, વિદ્યુતીય, યાંત્રિકીય અથવા અન્ય કોઈ પ્રકારની ઊર્જા જેનો તમે વિચાર કરો છો તે બધાનો સરવાળો પ્રણાલીની ઊર્જા છે. ઉષ્માગતિશાસ્ત્રમાં આપણે તેને પ્રણાલીની આંતરિક ઊર્જા U કહીએ છીએ. તે બદલાય છે. જ્યારે,

- ઉષ્મા પ્રણાલીમાં જશે 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 ઊર્જામાં થતો ફેરફાર તપાસીએ. આપણે થર્મોસ ફ્લાસ્કમાં અથવા ઉષ્મારોધક બીકરમાં થોડું પાણી ધરાવતી પ્રણાલી લઈએ. આ પ્રણાલી અને પર્યાવરણ વચ્ચે ઉષ્માનો વિનિમય તેમની સીમા મારફતે થવા દેશે નહિ અને તેથી આપણે આ પ્રણાલીને સમોષ્મી (રૂઘોષ્મી) (adiabatic) પ્રણાલી કહીશું. આવી પ્રણાલીની અવસ્થા જે રીતે બદલવામાં આવે તેને સમોષ્મી પ્રક્રમ કહે છે. સમોષ્મી પ્રક્રમ એવો પ્રક્રમ છે જેમાં પ્રણાલી અને પર્યાવરણ વચ્ચે ઉષ્માની હેરફેર થતી નથી. અહીંયા પ્રણાલી અને પર્યાવરણને અલગ કરતી દીવાલને સમોષ્મી દીવાલ કહે છે (આકૃતિ 6.3).



આકૃતિ 6.3 સમોષ્મી પ્રણાલી જે તેની સીમા મારફતે ઉષ્માની હેરફેર થવા દેતી નથી.

આપણે આ પ્રણાલી પર થોડું કાર્ય કરીને આંતરિક ઊર્જામાં ફેરફાર લાવીએ. આપણે પ્રારંભિક અવસ્થાને અવસ્થા

A કહીએ અને તેનું તાપમાન T_A કહીએ. ધારો કે અવસ્થા A દરમિયાન આંતરિક ઊર્જાને 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 ઊર્જા U_B અને આંતરિક ઊર્જાનાં ફેરફાર $\Delta U = U_B - U_A$ છે.

બીજી રીતે : હવે આપણે બીજી રીતે 1 kJ જેટલું વિદ્યુતીય કાર્ય ડૂબાડેલા 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 પ્રયોગો 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 એવી રાશિ આંતરિક ઊર્જા (U)ને વ્યાખ્યાયિત કરવી જોઈએ, જેનું મૂલ્ય પ્રણાલીની અવસ્થાની લાક્ષણિકતા હોય. સમોષ્મી પ્રક્રમમાં કરેલ કાર્ય w_{ad} , પ્રણાલીની બે અવસ્થાઓનાં Uના તફાવત ΔU જેટલું હોય છે. એટલે કે $\Delta U = U_2 - U_1 = w_{ad}$.

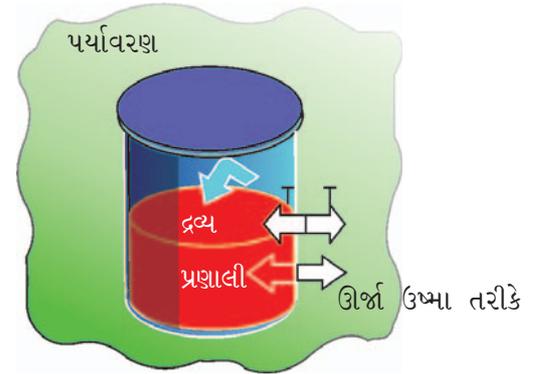
ધન સંજ્ઞા દર્શાવે છે કે w_{ad} ધન છે અને તે જ્યારે પ્રણાલી પર કાર્ય કરવામાં આવે ત્યારે હોય છે. એ જ પ્રમાણે જ્યારે પ્રણાલી વડે કાર્ય કરવામાં આવે છે ત્યારે w_{ad} નું મૂલ્ય ઋણ હોય છે.

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 °C - 25 °C = 10 °C આપણે સીધા જ 35 °C તાપમાને પહોંચીએ અથવા પ્રણાલીને કેટલાક અંશ ઠંડું કરીને મેળવીએ. આમ T અવસ્થા વિધેય છે અને તાપમાનમાં

ફેરફાર આપણે લીધેલા માર્ગ(પથ)થી સ્વતંત્ર છે. તળાવમાંનું પાણી ઉદાહરણ તરીકે ગણીએ તો અવસ્થા વિધેય છે કારણ કે પાણીના કદમાં ફેરફાર તળાવમાં ભરેલા પાણીને વરસાદના પાણીથી અથવા ટ્યૂબવેલના પાણીથી અથવા બંને રીતે ભરેલ હોય.

(b) ઉષ્મા :

આપણે પ્રણાલીની આંતરિક ઊર્જામાં ફેરફારને પર્યાવરણમાંથી પ્રણાલીમાં કે પ્રણાલીમાંથી પર્યાવરણમાં કાર્ય કર્યા વગર ઉષ્માની હેરફેરથી કરી શકીએ. આ ઊર્જાનો વિનિમય જે તાપમાનના તફાવતનું પરિણામ છે તેને ઉષ્મા q કહે છે. આપણે હવે સમોષ્મી દીવાલોને બદલે ઉષ્મા વહન કરતી દીવાલો મારફતે સમાન તાપમાન ફેરફાર કરીને (વિભાગ 6.1.4(a)) પ્રમાણે સમાન પ્રારંભિક અને અંતિમ અવસ્થાઓમાંથી ઉષ્મા ફેરફાર કરીએ (આકૃતિ 6.4).



આકૃતિ 6.4 પ્રણાલી જે તેની સીમા મારફતે ઉષ્મા ફેરફાર થવા દે છે.

આપણે ઉષ્મીય વહન કરતી દીવાલોવાળું પાત્ર જે કોંપરનું બનેલું હોય તેમાં તાપમાન T_A ધરાવતું પાણી લઈએ અને તેને એક મોટા ઉષ્મા સંગ્રાહક જે તાપમાન T_B ધરાવે છે, તેમાં બંધ કરી દઈએ. પ્રણાલી (પાણી) વડે શોષાયેલી ઉષ્મા q ને આપણે તાપમાનના તફાવતના રૂપમાં ($T_B - T_A$) માપી શકીએ. આ બાબતમાં આંતરિક ઊર્જા ફેરફાર $\Delta U = q$ થશે, જ્યારે અચળ કદે કાર્ય કરવામાં આવ્યું ન હોય.

જો ઉષ્મા પર્યાવરણમાંથી પ્રણાલીમાં હેરફેર કરે તો q ધન અને જો પ્રણાલીમાંથી ઉષ્માનું હેરફેર પર્યાવરણમાં કરીએ તો q ઋણ થશે.

(c) સામાન્ય કિસ્સો :

આપણે એક સામાન્ય કિસ્સો લઈએ જેમાં અવસ્થામાં ફેરફાર કાર્ય અને ઉષ્મા બંનેની હેરફેર કરીને લાવીએ. આ

કિસ્સા માટે આંતરિક ઊર્જામાં 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 ઉષ્મા દ્વારા અથવા કાર્ય વડે કરવામાં આવ્યો ન હોય તો (નિરાળી પ્રણાલી) એટલે કે $q = 0$ અને $w = 0$ તેથી $\Delta U = 0$.

સમીકરણ 6.1 એટલે કે $\Delta U = q + w$ ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમનું ગાણિતીય નિવેદન છે અને તે નિવેદિત કરે છે કે

“નિરાળી પ્રણાલીની ઊર્જા અચળ રહે છે.”

તેને સામાન્ય રીતે ઊર્જાના સંચયના નિયમ તરીકે એટલે ઊર્જા ઉત્પન્ન કરી શકાતી નથી અથવા તેનો નાશ કરી શકાતો નથી – તેવી રીતે નિવેદિત કરવામાં આવે છે.

નોંધ : ઉષ્માગતિય ગુણધર્મ ઊર્જાની લાક્ષણિકતાને કદ જેવા યાંત્રિકીય ગુણધર્મ વચ્ચે ગણનાપાત્ર (considerable) તફાવત હોય છે. આપણે ચોક્કસ અવસ્થામાં પ્રણાલીના કદનું નિરપેક્ષ (અસંદિગ્ધ) મૂલ્ય દર્શાવી શકીએ, પરંતુ આંતરિક ઊર્જાના નિરપેક્ષ મૂલ્યને નહિ, આપણે માત્ર આંતરિક ઊર્જામાં ફેરફાર ΔU નું જ માપન કરી શકીએ.

કોયડો 6.1

પ્રણાલીની આંતરિક ઊર્જામાં ફેરફાર દર્શાવો, જ્યારે

- (i) પ્રણાલી વડે પર્યાવરણમાંથી ઉષ્મા શોષાઈ નથી પણ પ્રણાલી પર કાર્ય (w) થયેલ છે. પ્રણાલીની દીવાલ કેવા પ્રકારની હશે ?
- (ii) પ્રણાલી પર કાર્ય થયેલ નથી પણ ઉષ્માનો જથ્થો q પ્રણાલીમાંથી લઈને પર્યાવરણને આપવામાં આવ્યો છે. પ્રણાલીની દીવાલો કેવા પ્રકારની હશે ?
- (iii) પ્રણાલી વડે કાર્ય (w) થયેલ છે અને ઉષ્મા (q) પ્રણાલીને આપવામાં આવેલ છે. આ કેવા પ્રકારની પ્રણાલી હશે ?

ઉકેલ :

- (i) $\Delta U = w_{ad}$ દીવાલો સમોષ્મી
- (ii) $\Delta U = -q$ ઉષ્મીય વહન કરતી દીવાલો
- (iii) $\Delta U = q - w$ બંધ પ્રણાલી

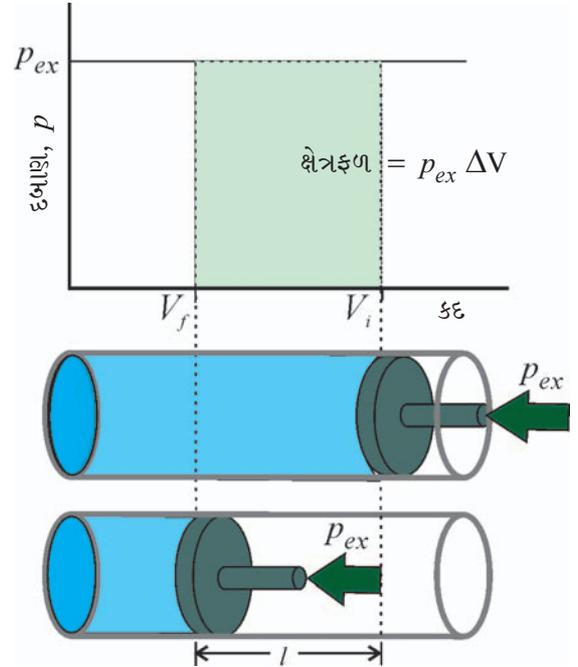
6.2 અનુપ્રયોગો (Applications)

ઘણી બધી રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓમાં વાયુઓનું ઉત્પાદન સમાયેલ હોય છે. જે યાંત્રિકીય કાર્ય કરવા માટે શક્તિમાન હોય છે અથવા ઉષ્માનું 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 પ્રણાલી 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 નળાકારને ગણતરીમાં લઈએ જેમાં એક મોલ આદર્શ વાયુને ઘર્ષણરહિત પિસ્ટન વડે ફીટ કરેલો છે. વાયુનું કુલ કદ V_i અને વાયુનું અંદરનું દબાણ p છે. જો બાહ્યદબાણ p_{ex} હોય જે p_i કરતાં વધારે છે. પિસ્ટન અંદરના ભાગમાં ખસશે જ્યાં સુધી



આકૃતિ 6.5(a) નળાકારમાંના આદર્શ વાયુ પર થયેલ કાર્ય જ્યારે તેને અચળ બાહ્ય દબાણ p_{ex} વડે સંકોચવામાં આવેલ છે. (એક જ તબક્કામાં) જે છાયાવાળું (shaded) ક્ષેત્રફળ છે.

અંદરનું દબાણ બાહ્યદબાણ 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 l અંતર ખસે છે અને પિસ્ટનનું આડછેદ ક્ષેત્રફળ A છે (આકૃતિ 6.5(a)). તો, કદમાં ફેરફાર $= lA = \Delta V = (V_f - V_i)$

આપણે જાણીએ છીએ કે દબાણ $= \frac{\text{બળ}}{\text{ક્ષેત્રફળ}}$

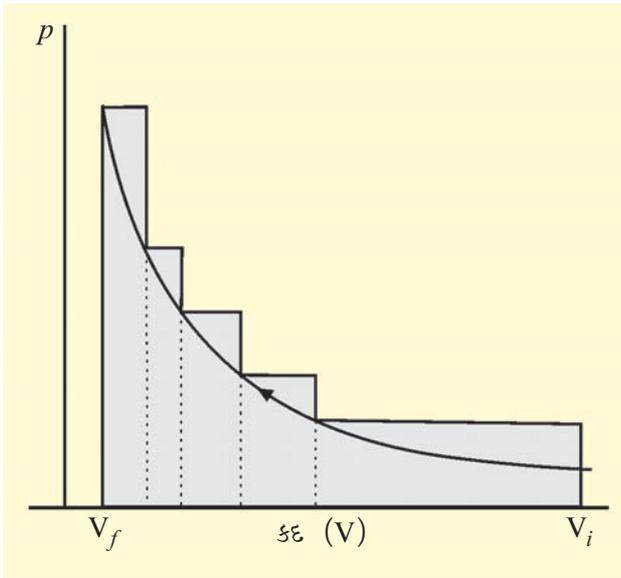
આથી, પિસ્ટન પર લાગતું બળ $= p_{ex} \cdot A$

જો પિસ્ટનના ખસવાથી પ્રણાલી પર થયેલ કાર્ય w હોય તો,

$$\begin{aligned} w &= \text{બળ} \times \text{અંતર} = p_{ex} A \cdot l \\ &= p_{ex} (-\Delta V) = -p_{ex} \Delta V = -p_{ex} (V_f - V_i) \end{aligned} \quad (6.2)$$

આ અભિવ્યક્તિ(expression)ની ઋણ સંજ્ઞા જરૂરી છે, જેથી w ની પ્રણાલિકાગત સંજ્ઞા મેળવી શકાય. તે સૂચવે છે કે સંકોચન દરમિયાન પ્રણાલી પર કાર્ય થયેલું છે. અહીંયા $(V_f - V_i)$ 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 $-\sum p \Delta V$ આકૃતિ 6.5(b) જેટલું થશે.



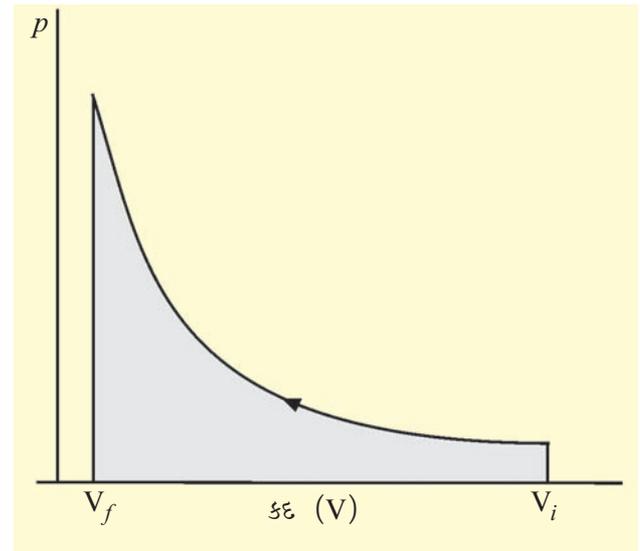
આકૃતિ 6.5(b) pV આલેખ જ્યારે દબાણ અચળ નથી અને પ્રારંભિક કદ V_i થી અંતિમ કદ V_f દરમિયાન નિશ્ચિત તબક્કામાં સંકોચન વાયુ પર થયેલ કાર્યને આચ્છાદિત ક્ષેત્રફળથી દર્શાવેલ છે.

જો દબાણ અચળ ના હોય અને પ્રક્રમ દરમિયાન એવી રીતે બદલાતું હોય કે તે વાયુના દબાણ કરતાં અનંતસૂક્ષ્મરીતે (infinitesimally) વધારે હોય છે. કદ અનંતસૂક્ષ્મ રીતે dV જેટલું ઘટે 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 પ્રક્રમમાં બાહ્ય દબાણ હંમેશા 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 પ્રક્રમોને પ્રતિવર્તી (reversible) પ્રક્રમ કહે છે.

એ પ્રક્રમ અથવા ફેરફાર ત્યારે જ પ્રતિવર્તી કહી શકાય, જો ફેરફાર એવી રીતે કરવામાં આવ્યો હોય કે પ્રક્રમ ગમે તે ક્ષણે અનંતસૂક્ષ્મ રીતે પ્રતિગામી કરી શકાય. પ્રતિવર્તી પ્રક્રમ ઘણી જ ધીમી રીતે શ્રેણીબદ્ધ સંતુલિત અવસ્થાઓથી આગળ વધે છે કે જેથી પર્યાવરણ અને પ્રણાલી હંમેશાં એકબીજાના લગભગ સંતુલનમાં હોય છે. પ્રતિવર્તી પ્રક્રમ સિવાયના પ્રક્રમો અપ્રતિવર્તી (irreversible) પ્રક્રમો 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 પર્યાયને પ્રણાલીના આંતરિક દબાણ સાથે સંબંધિત કરી શકીએ. આપણે પ્રણાલીના આંતરિક દબાણને કાર્ય સાથે પ્રતિવર્તી પરિસ્થિતિમાં નીચે જણાવ્યા 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 પ્રક્રમ)

$$w_{rev} = - \int_{V_i}^{V_f} nRT \frac{dV}{V} = -nRT \ln \frac{V_f}{V_i}$$

$$= -2.303 nRT \log \frac{V_f}{V_i} \quad (6.5)$$

મુક્ત વિસ્તરણ : શૂન્યાવકાશમાં ($p_{ex} = 0$) વાયુના વિસ્તરણને મુક્ત વિસ્તરણ કહે છે. આદર્શ વાયુ માટે મુક્ત વિસ્તરણ દરમિયાન કાર્ય થતું નથી. ભલે પછી પ્રક્રમ પ્રતિવર્તી કે અપ્રતિવર્તી હોય (સમીકરણ 6.2 અને 6.3).

હવે આપણે સમીકરણ 6.1ને અનેક રીતે પ્રક્રમના 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 પ્રક્રમ અચળ કદે કરવામાં આવે ($\Delta V = 0$). એથી,

$$\Delta U = q_V$$

q_V માં પાદાંક (subscript) V અચળ કદે ઉષ્મા પૂરી પાડવામાં આવેલ છે તેમ સૂચવે 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.

1. સમતાપી અપ્રતિવર્તી પ્રક્રમ માટે,

$$q = -w = p_{ex}(V_f - V_i)$$

2. સમતાપી પ્રતિવર્તી પ્રક્રમ માટે,

$$q = -w = nRT \ln \frac{V_f}{V_i}$$

$$= 2.303 nRT \log \frac{V_f}{V_i}$$

3. સમોષ્મી 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 ઉષ્મા શોષાઈ હશે ? અને આ વિસ્તરણમાં કેટલું કાર્ય થયું હશે ?

ઉકેલ :

$$q = -w = p_{ex}(10 - 2) = 0(8) = 0$$

કોઈ કાર્ય થયું નથી અને ઉષ્મા પણ શોષાઈ નથી.

કોયડો 6.3

ઉપરનું વિસ્તરણ ધ્યાનમાં લઈને ગણતરી કરો. જો અચળ બાહ્ય દબાણ 1 atm હોય.

ઉકેલ :

$$q = -W = p_{ex}(8) = 8 \text{ lit atm}$$

કોયડો 6.4

ઉપરનું વિસ્તરણ ધ્યાનમાં લો અને પ્રતિવર્તી રીતે 10 લિટર કદ વિસ્તરણ માટે ગણતરી કરો.

ઉકેલ :

$$q = -W = 2.303 \times 10 \log \frac{10}{2}$$

$$= 16.1 \text{ lit atm}$$

6.2.2 એન્થાલ્પી, H (Enthalpy, H)

(a) એક ઉપયોગી નવું અવસ્થા વિધેય :

આપણે જાણીએ છીએ કે અચળ કદે શોષાયેલી ઉષ્મા 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 પડશે.

આપણે સમીકરણ(6.1)ને અચળ દબાણે $\Delta U = q_p - p\Delta V$ તરીકે લખી શકીએ, જ્યાં q_p પ્રણાલીએ શોષેલી ઉષ્મા છે અને $p\Delta V$ પ્રણાલી દ્વારા કરાયેલ વિસ્તરણ કાર્ય છે. આપણે પ્રારંભિક અવસ્થાને પાદાંક 1 અને અંતિમ અવસ્થાને પાદાંક 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 ઉષ્માગતિય વિધેય વ્યાખ્યાયિત કરી શકીએ. જેને એન્થાલ્પી H (ગ્રીક શબ્દ enthalpien - એટલે ગરમ કરવું અથવા ઉષ્મા 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 દબાણે 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 દબાણે પ્રણાલી ઉષ્માનું શોષણ કરે છે ત્યારે ખરેખર આપણે એન્થાલ્પી ફેરફાર જ માપીએ છીએ.

યાદ રાખો $\Delta H = q_p$ અચળ દબાણે પ્રણાલી વડે શોષાયેલી ઉષ્મા છે.

ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયાઓ જેમાં પ્રક્રિયા દરમિયાન ઉષ્મા ઉદ્ભવે છે તેને માટે ΔH ઋણ હોય છે અને ઉષ્માશોષક

પ્રક્રિયાઓ જેમાં ઉષ્મા વાતાવરણમાંથી શોષાય છે ત્યારે ΔH ધન હોય છે.

અચળ કદે ($\Delta V = 0$) $\Delta U = q_v$ આથી સમીકરણ 6.8 થશે. $\Delta H = \Delta U = q_v$.

ઘન અને/અથવા પ્રવાહી ધરાવતી પ્રણાલી માટે ΔH અને ΔU વચ્ચે તફાવત સાર્થક હોતો નથી. ઘન 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 દબાણે હોય તો આદર્શ વાયુ નિયમનો ઉપયોગ કરી લખી શકીએ.

$$pV_A = n_A RT$$

અને $pV_B = n_B RT$

હવે, $pV_B - pV_A = n_B RT - n_A RT = (n_B - n_A)RT$

અથવા $p(V_B - V_A) = (n_B - n_A)RT$

અથવા $p\Delta V = \Delta n_g RT \quad (6.9)$

અહીંયા Δn_g વાયુમય નીપજોનો કુલ મોલની સંખ્યા અને વાયુમય પ્રક્રિયકોના કુલ મોલની સંખ્યાનો તફાવત દર્શાવે છે.

સમીકરણ 6.9માં મળેલ $p\Delta V$ નું મૂલ્ય સમીકરણ 6.8માં મૂકીએ તો આપણને મળશે,

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n_g RT \quad (6.10)$$

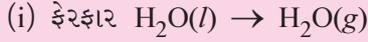
સમીકરણ 6.10માં ΔU માંથી ΔH ગણવામાં અથવા ΔH માંથી ΔU ગણવામાં ઉપયોગી છે.

કોયડો 6.5

પાણીની બાષ્પ સંપૂર્ણ વાયુ છે તેમ ધારીએ. 1 mol પાણીનો 1 bar દબાણ અને 100 °C તાપમાને મોલર એન્થાલ્પી ફેરફાર 41 kJ mol⁻¹ છે. આંતરિક ઊર્જા ફેરફાર ગણો. જ્યારે,

- 1 mol પાણીને 1 bar દબાણે 100 °C તાપમાને બાષ્પમાં ફેરવવામાં આવે.
- 1 mol પાણીને બરફમાં પરિવર્તિત કરવામાં આવે.

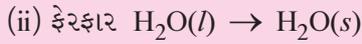
ઉકેલ :



$$\Delta H = \Delta U + \Delta n_g RT$$

અથવા $\Delta U = \Delta H - \Delta n_g RT$, કિંમતો મૂકતાં આપણને મળશે.

$$\begin{aligned} \Delta U &= 41.00 \text{ kJ mol}^{-1} \\ &\quad - 1 \times 8.3 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 373 \text{ K} \\ &= 41.00 \text{ kJ mol}^{-1} - 3.096 \text{ kJ mol}^{-1} \\ &= 37.904 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$



કદમાં નગણ્ય (negligible) ફેરફાર છે.

તેથી આપણે $p\Delta V = \Delta n_g RT = 0$ આ કિસ્સામાં મૂકી શકીએ.

$$\Delta H \cong \Delta U$$

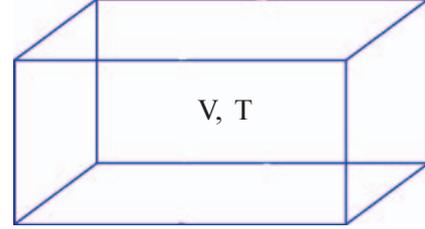
તેથી, $\Delta U = 41.00 \text{ kJ mol}^{-1}$

(b) માત્રાત્મક અને વિશિષ્ટ ગુણધર્મો :

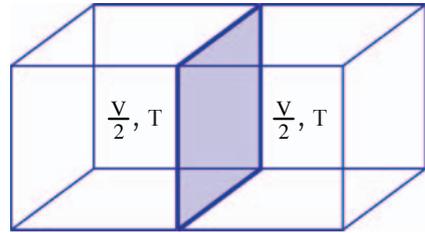
ઉષ્માગતિશાસ્ત્રમાં માત્રાત્મક અને વિશિષ્ટ ગુણધર્મો વચ્ચે ભેદ કરવામાં આવે છે. માત્રાત્મક ગુણધર્મ એ એવો ગુણધર્મ છે જેનું મૂલ્ય પ્રણાલીમાં રહેલા દ્રવ્યનો જથ્થો અથવા કદ અથવા પરિમાપ (size) પર આધાર રાખે છે. ઉદાહરણ તરીકે દળ, કદ, આંતરિક ઊર્જા, એન્ટાલ્પી, ઉષ્માધારિતા વગેરે માત્રાત્મક ગુણધર્મો છે.

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 ઉષ્માધારિતા C_m છે. આપણે માત્રાત્મક અને વિશિષ્ટ ગુણધર્મો વચ્ચેનો ભેદ સમજાવે. V કદ ધરાવતા પાત્રમાં વાયુને T તાપમાને લઈએ (આકૃતિ 6.6(a)). આપણે એક વિભાજન (partition) કરીએ જેથી કદ બન્નેમાં અડધું થાય (આકૃતિ 6.6(b)). હવે દરેક ભાગને કુલ કદથી અડધું

કદ $\frac{V}{2}$ હશે, પરંતુ તાપમાન તો સમાન જ રહેશે જે T છે. આથી સ્પષ્ટ થાય છે કે કદ માત્રાત્મક ગુણધર્મ છે જ્યારે તાપમાન વિશિષ્ટ ગુણધર્મ છે.



આકૃતિ 6.6(a) વાયુ V કદે અને T તાપમાને



આકૃતિ 6.6(b) વિભાજન, દરેક વિભાગ વાયુના અડધા કદ સાથે

(c) ઉષ્માધારિતા :

આ ઉપવિભાગમાં આપણે પ્રણાલીને ઉષ્મા કઈ રીતે હેરફેર કરવામાં આવી તેના માપન વિશે જાણીએ. જો ઉષ્માનું શોષણ થયું હોય તો ઉષ્મા પ્રણાલીના તાપમાનમાં વધારા તરીકે જણાશે.

તાપમાનનો વધારો હેરફેર થયેલી ઉષ્માને 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 C ને ઉષ્માધારિતા કહે છે.

જો આપણે ઉષ્માધારિતા જાણતા હોઈએ, તો તાપમાનના વધારાના માપન પરથી પૂરી પાડવામાં આવેલી (supplied) ઉષ્મા માપી શકીએ.

જો ઉષ્માધારિતા C ઘણી મોટી હોય તો ઉષ્માનો જથ્થો ઘણા નાના તાપમાનમાંના વધારામાં પરિણમે છે. પાણીને ઊંચી ઉષ્માધારિતા છે એટલે તેનું તાપમાન વધારવા માટે ઘણી વધારે ઊર્જા જોઈશે.

C પદાર્થના જથ્થાને સમપ્રમાણ હોય છે. પદાર્થની મોલર ઉષ્માધારિતા $C_m = \left(\frac{C}{n}\right)$ છે, જે પદાર્થના એક મોલ માટે છે અને તે એક મોલ પદાર્થનું એક અંશ સેલ્સિયસ

(અથવા એક કેલ્વિન) તાપમાન વધારવા માટે જરૂરી ઊર્જા છે. વિશિષ્ટ ઉષ્મા જેને વિશિષ્ટ ઉષ્માધારિતા પણ કહેવાય છે તે એક પદાર્થના એકમ દળનું તાપમાન એક અંશ સેલ્સિયસ (અથવા એક કેલ્વિન) વધારવા માટે જરૂરી ઊર્જા છે. નમૂનાની ઉષ્મા q શોષવા માટે એક અંશ તાપમાનના વધારા માટે જરૂરી ઉષ્માને દ્રવ્યના દળ અને વિશિષ્ટ ઉષ્માનો 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 ઉષ્માધારિતા C ને C_v તરીકે અને અચળ દબાણે ઉષ્માધારિતા C ને C_p તરીકે દર્શાવાય છે. આ બન્ને વચ્ચેનો સંબંધ નક્કી કરીએ. આપણે ઉષ્મા q માટે સમીકરણ લખી શકીએ.

$$\text{અચળ કદે } q_v = C_v \Delta T = \Delta U$$

$$\text{અચળ દબાણે } q_p = C_p \Delta T = \Delta H$$

આદર્શ વાયુ માટે C_p અને C_v વચ્ચેનો તફાવત મેળવી શકીએ.

$$\begin{aligned} \text{એક મોલ આદર્શ વાયુ માટે } \Delta H &= \Delta U + \Delta(pV) \\ &= \Delta U + \Delta(RT) \\ &= \Delta U + R\Delta T \end{aligned}$$

$$\therefore \Delta H = \Delta U + R\Delta T \quad (6.12)$$

ΔH અને ΔU ના મૂલ્યો મૂકતાં 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 (કેલરીમિતી) (Measurement of ΔU and ΔH (Calorimetry))

આપણે રાસાયણિક કે ભૌતિક પ્રક્રમ સાથે સંકળાયેલ ઊર્જાના ફેરફારો પ્રાયોગિક તકનીકથી માપી શકીએ જેને કેલરીમિતી કહે છે. કેલરીમિતીમાં પ્રક્રમને કેલરીમીટર તરીકે ઓળખાતા પાત્રમાં કરવામાં આવે છે. તેને જાણીતા કદના

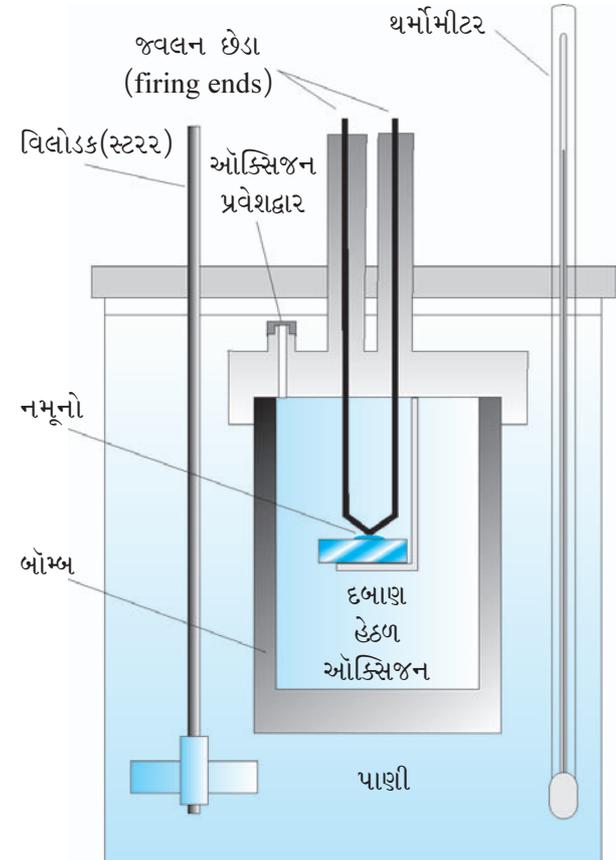
પ્રવાહીમાં રાખવામાં આવે છે. જે પ્રવાહીમાં કેલરીમીટર ડુબાડવામાં આવેલ છે, તેની ઉષ્માધારિતા અને કેલરીમીટરની ઉષ્માધારિતા જાણતા હોઈએ તો તાપમાનના ફેરફારના માપન પરથી પ્રક્રમમાં ઉદ્ભવેલી ઉષ્મા નક્કી કરી શકીએ છીએ. માપન નીચે દર્શાવેલ બે પરિસ્થિતિમાં કરી શકાય.

(i) અચળ કદે, q_v

(ii) અચળ દબાણે, q_p

(a) ΔU માપન :

રાસાયણિક પ્રક્રિયા માટે, અચળ કદે શોષાયેલી ઉષ્માને બોમ્બ કેલરીમીટર (આકૃતિ 6.7)માં નક્કી કરવામાં આવે છે. અહીંયા એક સ્ટીલનું પાત્ર (બોમ્બ)ને જલઉષ્મક (water bath)માં એવી રીતે મૂકવામાં આવે છે કે પર્યાવરણમાં કોઈ ઉષ્માનો વ્યય થતો નથી. દહનશીલ પદાર્થનું શુદ્ધ ડાયઑક્સિજન પૂરો પાડીને સ્ટીલ બોમ્બમાં દહન કરવામાં આવે છે. પ્રક્રિયા દરમિયાન ઉદ્ભવેલી ઉષ્મા બોમ્બની આજુબાજુના પાણીમાં હેરફેર પામે છે અને તેના તાપમાનનું નિયંત્રણ (monitoring) કરવામાં આવે છે. બોમ્બ કેલરીમીટર સીલ (seal) કરેલું હોવાથી તેનું કદ બદલાતું નથી. તેથી ઉષ્માનો ફેરફાર અચળ



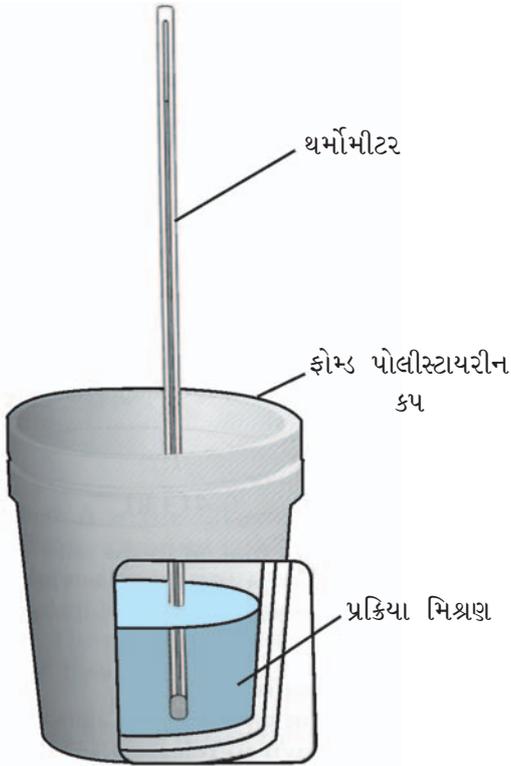
આકૃતિ 6.7 બોમ્બ કેલરીમીટર

કદે સંકળાયેલો ફેરફાર જ હોય છે. આ પરિસ્થિતિમાં કાર્ય થતું નથી. કારણ કે પ્રક્રિયા બોમ્બ કેલરીમીટરમાં અચળ કદે કરવામાં આવેલ છે. વાયુમય પ્રક્રિયાઓ માટે પણ કોઈ કાર્ય થતું નથી. કારણ કે $\Delta V = 0$ છે. પ્રક્રિયા પૂર્ણ થયા બાદ કેલરીમીટરના તાપમાનના ફેરફારના અવલોકનોને q_v ના મૂલ્યમાં કેલરીમીટરના ઉષ્માધારિતા મૂલ્યનો ઉપયોગ કરી (સમીકરણ 6.11 વડે) માપી શકાય છે.

(b) ΔH માપન :

અચળ દબાણે ઉષ્મા ફેરફારના માપન (સામાન્ય રીતે વાતાવરણ દબાણે) આકૃતિ 6.8માં દર્શાવ્યા પ્રમાણેના કેલરીમીટરની મદદથી કરી શકાય છે. આપણે જાણીએ છીએ કે $\Delta H = q_p$ (અચળ p એ) અને તેટલા માટે અચળ દબાણે શોષાયેલી અથવા ઉદ્ભવેલી ઉષ્મા q_p ને પ્રક્રિયાની ઉષ્મા અથવા પ્રક્રિયાની એન્થાલ્પી $\Delta_r H$ કહે છે.

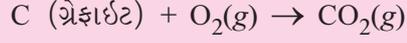
ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયામાં ઉષ્મા ઉદ્ભવે છે અને પ્રણાલી ઉષ્મા ગુમાવે છે અને પર્યાવરણને આપે છે. આથી q_p ઋણ થશે અને $\Delta_r H$ પણ ઋણ થશે. તે જ પ્રમાણે ઉષ્માશોષક પ્રક્રિયા માટે શોષાયેલી ઉષ્મા q_p ધન થશે અને $\Delta_r H$ પણ ધન થશે.



આકૃતિ 6.8 અચળ દબાણે (વાતાવરણ દબાણ) ઉષ્મા ફેરફાર માપવાનું કેલરીમીટર

કોયડો 6.6

1 g ગ્રેફાઈટને 298 K તાપમાને અને 1 વાતાવરણ દબાણે નીચેની પ્રક્રિયા પ્રમાણે બોમ્બ કેલરીમીટરમાં વધુ પ્રમાણમાં ઓક્સિજનની હાજરીમાં બાળવામાં આવ્યો.



પ્રક્રિયા દરમિયાન તાપમાન 298 Kથી વધી 299 K થાય છે. બોમ્બ કેલરીમીટરની ઉષ્માધારિતા 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 ઉષ્માનો જથ્થો છે અને C_v કેલરીમીટરની ઉષ્માધારિતા છે, તો કેલરીમીટર વડે શોષાયેલી ઉષ્માનો જથ્થો થશે.

$$q = C_v \times \Delta T$$

પ્રક્રિયામાંની ઉષ્મા જથ્થાની માત્રા સરખી રહેશે, પરંતુ વિરુદ્ધ સંજ્ઞાવાળી થશે, કારણ કે પ્રણાલી એ (પ્રક્રિયા મિશ્રણ) ઉષ્મા ગુમાવેલ છે અને તેટલી જ ઉષ્મા કેલરીમીટર વડે મેળવાયેલ છે.

$$q = -C_v \times \Delta T = -20.7 \text{ kJ/K} \times (299 - 298) \text{ K} = -20.7 \text{ kJ}$$

અહીંયા ઋણ સંજ્ઞા સૂચવે છે કે પ્રક્રિયા ઉષ્માક્ષેપક પ્રકારની છે. આથી 1 g ગ્રેફાઈટના દહન માટે થશે.

1 mol ગ્રેફાઈટના દહન માટે,

$$= \frac{12.0 \text{ g mol}^{-1} \times (-20.7 \text{ kJ})}{1 \text{ g}}$$

$$= -2.48 \times 10^2 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ (કારણ કે } \Delta n_g = 0 \text{)}$$

$$\therefore \Delta H = \Delta U = -2.48 \times 10^2 \text{ kJ mol}^{-1}$$

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 $\Delta_r H$ સંજ્ઞા વડે દર્શાવાય છે.

$$\begin{aligned}\Delta_r H &= (\text{નીપજોની એન્થાલ્પીનો સરવાળો}) - \\ & \quad (\text{પ્રક્રિયકોની એન્થાલ્પીનો સરવાળો}) \\ &= \sum_i a_i H_{\text{નીપજો}} - \sum_i b_i H_{\text{પ્રક્રિયકો}} \quad (6.14)\end{aligned}$$

(અહીંયા સંજ્ઞા Σ (સિગ્મા) સરવાળા માટે વપરાયેલ છે. a_i અને b_i અનુક્રમે નીપજો અને પ્રક્રિયકોના સંતુલિત રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં તત્વયોગમિતિય ગુણાંક છે. ઉદાહરણ તરીકે નીચેની પ્રક્રિયા માટે



$$\begin{aligned}\Delta_r H &= \sum_i a_i H_{\text{નીપજો}} - \sum_i b_i H_{\text{પ્રક્રિયકો}} \\ &= [H_m(\text{CO}_2, \text{g}) + 2H_m(\text{H}_2\text{O}, \text{l})] - \\ & \quad [H_m(\text{CH}_4, \text{g}) + 2H_m(\text{O}_2, \text{g})]\end{aligned}$$

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 કઈ પરિસ્થિતિમાં કરવામાં આવી છે તેના પર આધારિત છે. આથી આપણે 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 ના મૂર્ધાંક (superscript) તરીકે \ominus વડે દર્શાવાય છે. દા.ત., ΔH^\ominus

(b) કલા રૂપાંતરણ (પરિવર્તન) દરમિયાન એન્થાલ્પી ફેરફાર (Enthalpy Changes During Phase Transformation)

કલા રૂપાંતરણ ઉષ્મા ફેરફારને સમાવિષ્ટ કરે છે. ઉદાહરણ તરીકે બરફને પીગળવા માટે ઉષ્મા જોઈએ છીએ. સામાન્ય

રીતે આ ગલન અચળ દબાણે (વાતાવરણ દબાણે) અને કલા પરિવર્તન દરમિયાન તાપમાન અચળ (273 K) રહે છે.



અહીંયા $\Delta_{\text{fus}} H^\ominus$ પ્રમાણિત અવસ્થામાં ગલન એન્થાલ્પી છે. જો પાણી ઠરે તો પ્રક્રમ ઉલટો થાય છે અને તે સમયે ઉષ્માનું 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 $\Delta_{\text{fus}} H^\ominus$ કહેવામાં આવે છે.

ઘનનું ઓગળવું ઉષ્માશોષક છે તેથી ગલન એન્થાલ્પી ઘન હોય છે. પાણીને બાષ્પીભવન માટે ઉષ્માની જરૂર પડે છે. તેના ઉત્કલનબિંદુના અચળ તાપમાને T_b અને અચળ દબાણે



$\Delta_{\text{vap}} H^\ominus$ બાષ્પનની પ્રમાણિત એન્થાલ્પી છે.

એક મોલ પ્રવાહીને અચળ તાપમાને અને અચળ દબાણ હેઠળ (1 bar) બાષ્પાયન કરવા માટે જરૂરી ઉષ્માને પ્રમાણિત બાષ્પન એન્થાલ્પી અથવા મોલર બાષ્પન એન્થાલ્પી $\Delta_{\text{vap}} H^\ominus$ કહેવામાં આવે છે.

ઉર્ધ્વપાતનમાં ઘન પદાર્થ સીધો જ બાષ્પ સ્વરૂપમાં ફેરવાય છે. ઘન CO_2 અથવા સૂકો બરફ 195 K તાપમાને ઉર્ધ્વપાતન પામે છે અને $\Delta_{\text{sub}} H^\ominus = 25.2 \text{ kJ mol}^{-1}$ છે. નેપ્થેલીન ધીમેથી ઉર્ધ્વપાતન પામે છે અને આને માટે $\Delta_{\text{sub}} H^\ominus = 73.0 \text{ kJ mol}^{-1}$ છે.

પ્રમાણિત ઉર્ધ્વપાતન એન્થાલ્પી $\Delta_{\text{sub}} H^\ominus$ જ્યારે એક મોલ ઘન પદાર્થ અચળ તાપમાને અને પ્રમાણિત દબાણ હેઠળ (1 bar) ઉર્ધ્વપાતન થાય તે દરમિયાનનો એન્થાલ્પી ફેરફાર છે.

એન્થાલ્પી ફેરફારની માત્રા પદાર્થમાંના આંતરઆણ્વીય પારસ્પરિક ક્રિયાઓની 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 કાર્બનિક પ્રવાહી માટે દ્વિધ્રુવ-દ્વિધ્રુવ પારસ્પરિક ક્રિયાઓ સૂચક રીતે નબળી હોય છે. આથી

કોષ્ટક 6.1 ગલન અને બાષ્પનના પ્રમાણિત એન્થાલ્પી ફેરફારો

પદાર્થ	T_f/K	$\Delta_{fus}H^\ominus / (kJ mol^{-1})$	T_b/K	$\Delta_{vap}H^\ominus / (kJ mol^{-1})$
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 ₃ COCH ₃	177.8	5.72	329.4	29.1
CCl ₄	250.16	2.5	349.69	30.0
H ₂ O	273.15	6.01	373.15	40.79
NaCl	1081.0	28.8	1665.0	170.0
C ₂ H ₆	278.65	9.83	353.25	30.8

(T_f અને T_b અનુક્રમે ગલનબિંદુ અને ઉત્કલનબિંદુ છે.)

1 મોલ પાણીની બાષ્પ કરતાં 1 મોલ એસિટોનની બાષ્પ કરવા માટે ઓછી ઉષ્માની જરૂર પડે છે. કોષ્ટક 6.1માં કેટલાક પદાર્થોની પ્રમાણિત ગલન એન્થાલ્પી અને પ્રમાણિત બાષ્પન એન્થાલ્પી આપેલ છે.

$$\begin{aligned} \Delta_{vap}H^\ominus - \Delta n_g RT &= 40.66 \text{ kJ mol}^{-1} \\ &- (1)(8.314 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1})(373 \text{ K})(10^{-3} \text{ kJ J}^{-1}) \\ \Delta_{vap}H^\ominus &= 40.66 \text{ kJ mol}^{-1} - 3.10 \text{ kJ mol}^{-1} \\ &= 37.56 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

કોયડો 6.7

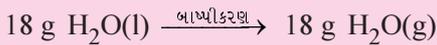
એક તરવૈયો પુલમાંથી બહાર આવે છે ત્યારે તેનું શરીર પાણીની ફિલ્મ(film)થી ઢંકાયેલ છે જેનું વજન 18 ગ્ર છે. 298 K તાપમાને આ પાણીનું બાષ્પીભવન કરવા માટે કેટલી ઉષ્મા જોઈશે ? 100 °C તાપમાને બાષ્પીભવનની આંતરિક ઊર્જા ગણો.

પાણી માટે $\Delta_{vap}H^\ominus$

$$373 \text{ K તાપમાને} = 40.66 \text{ kJ mol}^{-1}$$

ઉકેલ :

આપણે બાષ્પીકરણના પ્રક્રમને નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકીએ.



18 ગ્રામ પાણી બરાબર મોલની સંખ્યા

$$= \frac{18 \text{ g}}{18 \text{ g mol}^{-1}}$$

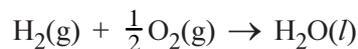
$$= 1 \text{ mol}$$

$$\Delta_{vap}U = \Delta_{vap}H^\ominus - p\Delta V = \Delta_{vap}H^\ominus - \Delta n_g RT$$

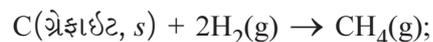
(વરાળ આદર્શ વાયુ તરીકે વર્તે છે તેમ ધારીએ.)

(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 સંજ્ઞા $\Delta_f H^\ominus$ 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 ડાયઑક્સિજન, કાર્બન અને સલ્ફર માટે અનુક્રમે O₂ વાયુ, C_{ગ્રેફાઇટ} અને S_{રૂહોમ્બિક} છે. કેટલીક પ્રક્રિયાઓ તેમની પ્રમાણિત મોલર સર્જન એન્થાલ્પી સાથે નીચે આપેલ છે :



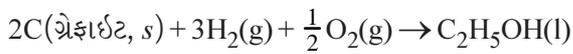
$$\Delta_f H^\ominus = -285.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$



$$\Delta_f H^\ominus = -74.81 \text{ kJ mol}^{-1}$$

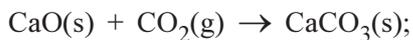
કોષ્ટક 6.2 કેટલાક પસંદ કરેલા પદાર્થોની 298 K તાપમાને પ્રમાણિત મોલર સર્જન એન્થાલ્પી ($\Delta_f H^\ominus$)

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) (ક્વાર્ટ્ઝ)	-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		



$$\Delta_f H^\ominus = -277.7 \text{ kJ mol}^{-1}$$

એ સમજવું અગત્યનું છે કે પ્રમાણિત મોલર સર્જન એન્થાલ્પી $\Delta_f H^\ominus$ એક ખાસ બાબત છે જ્યાં એક મોલ પદાર્થ તેના ઘટક તત્ત્વોમાંથી અને છે જે ઉપરના સમીકરણમાં પાણી, મિથેન અને ઈથેનોલના 1 મોલ બન્યા છે. આની વિરુદ્ધમાં ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયા માટે એન્થાલ્પી ફેરફાર,

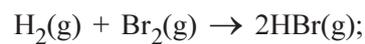


$$\Delta_f H^\ominus = -178.3 \text{ kJ mol}^{-1}$$

કેલ્શિયમ કાર્બોનેટની સર્જન એન્થાલ્પી નથી. કેલ્શિયમ કાર્બોનેટ બીજા સંયોજનોમાંથી બનેલો છે અને તેના ઘટક

તત્ત્વોમાંથી નહિ. વળી, નીચે આપેલી પ્રક્રિયા માટે તે પ્રમાણિત એન્થાલ્પી પણ નથી. HBr માટે $\Delta_f H^\ominus$ પ્રમાણિત સર્જન ઉષ્મા નથી.

HBr(g) માટે $\Delta_f H^\ominus$ સર્જન એન્થાલ્પી :



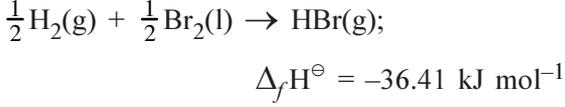
$$\Delta_f H^\ominus = -72.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

અહીંયા એક મોલને બદલે બે મોલ નીપજ તેના તત્ત્વોમાંથી બની છે એટલે કે,

$$\Delta_f H^\ominus = 2\Delta_f H^\ominus$$

આથી સમાન ગુણાંક વડે ભાગવામાં આવે છે. આથી સમતોલિત સમીકરણને 2 વડે ભાગવામાં આવે છે. જેથી,

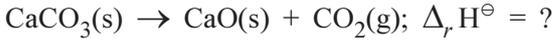
HBr(g)ની સર્જન એન્થાલ્પી આ પ્રમાણે લખી શકાય :



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 કેલ્શિયમ કાર્બોનેટના કેલ્શિયમ ઓક્સાઈડ અને કાર્બન ડાયોક્સાઈડમાં વિઘટન માટે કેટલી ઉષ્માની જરૂર પડશે ? બધા જ પદાર્થો પ્રમાણિત અવસ્થામાં છે.



આપણે અહીંયા પ્રમાણિત સર્જન એન્થાલ્પીનો ઉપયોગ કરીશું અને પ્રક્રિયા માટે એન્થાલ્પી ફેરફાર ગણીશું. નીચેના સામાન્ય સમીકરણનો ઉપયોગ કરીને એન્થાલ્પી ફેરફારની ગણતરી કરી શકીએ.

$$\Delta_r H^\ominus = \sum_i a_i \Delta_f H^\ominus(\text{નીપજ}) - \sum_i b_i \Delta_f H^\ominus(\text{પ્રક્રિયકો})$$

$$(6.15)$$

જ્યાં, a અને b સમતોલિત સમીકરણમાં નીપજો અને પ્રક્રિયકોના અનુક્રમે તત્ત્વયોગમિતિય ગુણાંકો છે. ઉપરનું સમીકરણ આપણે કેલ્શિયમ કાર્બોનેટના વિઘટનને લાગુ પાડીએ. અહીંયા ગુણાંકો a અને b દરેક 1 છે.

આથી,

$$\Delta_r H^\ominus = \Delta_f H^\ominus[CaO(s)] + \Delta_f H^\ominus[CO_2(g)] - \Delta_f H^\ominus[CaCO_3(s)]$$

$$= 1(-635.1 \text{ kJ mol}^{-1}) + 1(-393.5 \text{ kJ mol}^{-1}) - 1(-1206.9 \text{ kJ mol}^{-1})$$

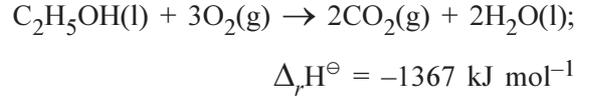
$$= 178.3 \text{ kJ mol}^{-1}$$

આમ, $CaCO_3(s)$ ના વિઘટનની પ્રક્રિયા ઉષ્માશોષક છે અને તેથી તમારે ઈચ્છિત નીપજ મેળવવા માટે ગરમ કરવું પડશે.

(d) ઉષ્માસાયણિક સમીકરણો :

સમતોલિત રાસાયણિક સમીકરણ જેમાં તેના $\Delta_r H$ ના મૂલ્યનો સમાવેશ થયેલો હોય છે તેને ઉષ્માસાયણિક સમીકરણ કહે છે. આપણે સમીકરણમાં પદાર્થની (અપરરૂપ

અવસ્થા સહિત) ભૌતિક અવસ્થાનો પણ નિર્દેશ કરીએ છીએ. ઉદાહરણ તરીકે,

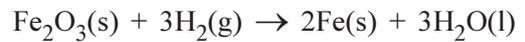


ઉપરનું સમીકરણ પ્રવાહી ઈથેનોલનું અચળ તાપમાન અને દબાણે દહન દર્શાવે છે. એન્થાલ્પી ફેરફારની ઋણ સંજ્ઞા ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયા સૂચવે છે.

ઉષ્માસાયણિક સમીકરણો માટે નીચેની પ્રણાલિકાઓ (conventions) જાણવી જરૂરી હોય છે :

1. સમતોલિત ઉષ્માસાયણિક સમીકરણમાં ગુણાંકો પ્રક્રિયામાં સંકળાયેલા પ્રક્રિયકો અને નીપજોના મોલની (અણુઓ નહિ) સંખ્યા સૂચવે છે.
2. $\Delta_r H^\ominus$ નું સંખ્યાત્મક મૂલ્ય સમીકરણથી નિર્દેશ કરેલા પદાર્થોના મોલની સંખ્યા સૂચવે છે. પ્રમાણિત એન્થાલ્પી ફેરફાર $\Delta_r H^\ominus$ ના એકમ kJ mol^{-1} હોય છે.

આ ખ્યાલને સમજવા માટે આપણે નીચેની પ્રક્રિયાની ઉષ્માની ગણતરી કરીએ :



કોષ્ટક (6.2)માંથી પ્રમાણિત સર્જન એન્થાલ્પી($\Delta_f H^\ominus$)ના મૂલ્યો લેતાં, આપણે શોધી શકીશું કે,

$$\Delta_f H^\ominus(H_2O, l) = -285.83 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta_f H^\ominus(Fe_2O_3, s) = -824.2 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\text{વળી, } \Delta_f H^\ominus(Fe, s) = 0 \text{ અને } \Delta_f H^\ominus(H_2, g) = 0$$

પ્રણાલિકા પ્રમાણે.

હવે,

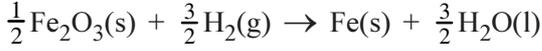
$$\Delta_r H^\ominus = 3(-285.83 \text{ kJ mol}^{-1}) - 1(-824.2 \text{ kJ mol}^{-1})$$

$$= (-857.5 + 824.2) \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$= -33.3 \text{ kJ mol}^{-1}$$

એ નોંધો કે ગુણાંકો જેનો આ ગણતરીમાં ઉપયોગ કર્યો છે તે શુદ્ધ અંકો છે અને તે અનુરૂપ તત્ત્વયોગમિતિય ગુણાંક છે. $\Delta_r H^\ominus$ નો એકમ kJ mol^{-1} છે. જેનો અર્થ છે કે પ્રક્રિયાના પ્રતિ મોલ.

આપણે એકવાર રાસાયણિક સમીકરણને અમુક 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,

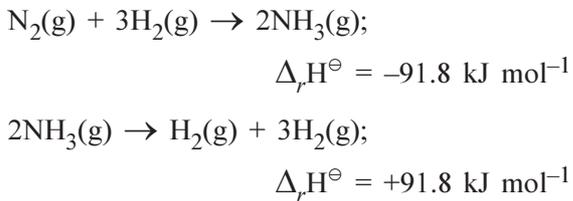


પ્રક્રિયાનો આ જથ્થો પ્રક્રિયાના એક મોલનો હશે અને $\Delta_r H^\ominus$ થશે.

$$\begin{aligned}\Delta_r H_2^\ominus &= \frac{3}{2}(-285.83 \text{ kJ mol}^{-1}) \\ &\quad - \frac{1}{2}(-824.2 \text{ kJ mol}^{-1}) \\ &= (-428.7 + 412.1) \text{ kJ mol}^{-1} \\ &= -16.6 \text{ kJ mol}^{-1} \\ &= \frac{1}{2}\Delta_r H_1^\ominus\end{aligned}$$

આ દર્શાવે છે કે એન્થાલ્પી માત્રાત્મક ગુણધર્મ છે.

3. જ્યારે રાસાયણિક પ્રક્રિયાને પ્રતિગામી કરીએ ત્યારે $\Delta_r H^\ominus$ નું મૂલ્ય પણ સંજ્ઞામાં ઉલટું બની જાય છે. ઉદાહરણ તરીકે,



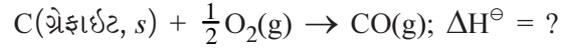
(e) હેસ(Hess)નો ઉષ્મા સંકલનનો નિયમ :

આપણે જાણીએ છીએ કે એન્થાલ્પી અવસ્થા વિધેય છે તેથી કરીને એન્થાલ્પી પ્રારંભિક (પ્રક્રિયકો) અને અંતિમ (નીપજો) અવસ્થાના પથથી સ્વતંત્ર હોય છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો પ્રક્રિયાનો એન્થાલ્પી ફેરફાર પ્રક્રિયા એક તબક્કામાં કે શ્રેણીબદ્ધ 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 એન્થાલ્પી પ્રક્રિયાના મધ્યવર્તી તબક્કાની જેમાં એકંદર પ્રક્રિયા સમાન તાપમાને વિભાજિત કરી શકાતી હોય, તેમાં તેમની એન્થાલ્પીનો સરવાળો પ્રમાણિત પ્રક્રિયાની એન્થાલ્પી હશે.

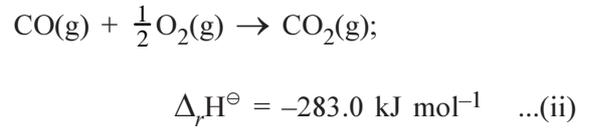
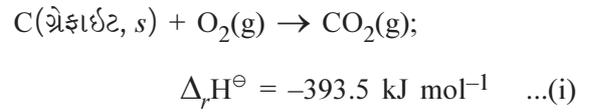
આપણે ઉદાહરણની મદદથી આ નિયમની અગત્ય સમજાવે.

નીચેની પ્રક્રિયાનો એન્થાલ્પી ફેરફાર ગણો :

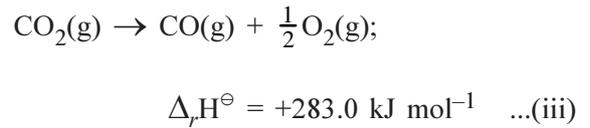


CO(g) મુખ્ય નીપજ છે છતાં કેટલોક CO₂ વાયુ પણ પ્રક્રિયામાં બને છે. તેથી આપણે આ પ્રક્રિયાનો એન્થાલ્પી ફેરફાર સીધો જ ગણી શકીએ નહિ. જો આપણે એવી કોઈ પ્રક્રિયાઓ શોધીએ જેમાં સંબંધિત સ્પીસિઝ સંકળાઈ જતી હોય તો ઉપરની પ્રક્રિયા માટે એન્થાલ્પી ફેરફાર ગણી શકીએ.

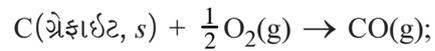
આપણે નીચેની પ્રક્રિયાઓ લઈએ :



આપણે ઉપરની બંને પ્રક્રિયાઓને એવી રીતે સંયોજીએ કે ઇચ્છિત પ્રક્રિયા મળે. એક મોલ CO(g)ને જમણી બાજુ મેળવવા માટે સમીકરણ (ii)ને પ્રતિવર્તી રીતે લખીએ. અહીંયા ઉષ્મા ઉદ્ભવવાને બદલે શોષાશે. આથી આપણે $\Delta_r H^\ominus$ ના મૂલ્યની સંજ્ઞા બદલીશું.



સમીકરણ (i) અને (ii)નો સરવાળો કરતાં આપણને ઇચ્છિત સમીકરણ મળશે.

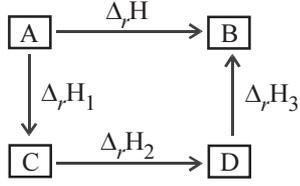


$$\begin{aligned}\text{જેને માટે } \Delta_r H^\ominus &= (-393.5 + 283.0) \\ &= -110.5 \text{ kJ mol}^{-1}\end{aligned}$$

સામાન્ય રીતે જો એકંદર પ્રક્રિયા A→Bની એન્થાલ્પી એક જ તબક્કામાં $\Delta_r H$ હોય અને $\Delta_r H_1$, $\Delta_r H_2$, $\Delta_r H_3, \dots$ જુદી જુદી મધ્યવર્તી પ્રક્રિયાઓની એન્થાલ્પી હોય અને છેવટે નીપજ B આપતું હોય તો બીજા માર્ગે ગણતાં,

$$\Delta_r H = \Delta_r H_1 + \Delta_r H_2 + \Delta_r H_3, \dots \quad (6.16)$$

તેને નીચે પ્રમાણે રજૂ કરી શકાય :



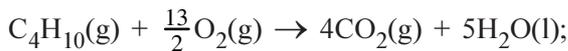
6.5 જુદા જુદા પ્રકારની પ્રક્રિયાઓ માટે એન્થાલ્પી (Enthalpies for Different Types of Reactions)

પ્રક્રિયાના પ્રકારને દર્શાવતી એન્થાલ્પીને નામ આપવાનું વધુ અનુકૂળ રહેશે.

(a) દહનની પ્રમાણિત એન્થાલ્પી (સંજ્ઞા : $\Delta_c H^\ominus$)

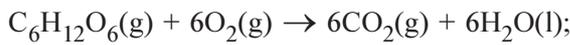
દહન પ્રક્રિયાઓ સ્વભાવે ઉષ્માક્ષેપક હોય છે. આ ઉદ્યોગોમાં રોકેટના કાર્યોમાં અને અગત્યના જીવનના તબક્કાઓમાં ઉપયોગી છે. દહનની પ્રમાણિત એન્થાલ્પીની વ્યાખ્યા આપી શકીએ કે પદાર્થનો એક મોલ (અથવા એકમ જથ્થા દીઠ) દહન પામે છે અને બધા જ પ્રક્રિયકો અને નીપજો નિર્દિષ્ટ તાપમાને તેમની પ્રમાણિત અવસ્થામાં હોય ત્યારે થતો એન્થાલ્પી ફેરફાર છે.

રાંધણ ગેસના સિલિન્ડરમાં મોટે ભાગે બ્યુટેન (C_4H_{10}) હોય છે. એક મોલ બ્યુટેનના સંપૂર્ણ દહન દરમિયાન 2658 kJ ઉષ્મા ઉત્પન્ન થાય છે. આને માટે આપણે ઉષ્મા રાસાયણિક પ્રક્રિયા આ પ્રમાણે લખી શકીએ :



$$\Delta_r H^\ominus = -2658.0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

આ જ પ્રમાણે ગ્લુકોઝનું દહન 2802.0 kJ mol⁻¹ ઉષ્મા આપે છે જેને માટે એકંદર પ્રક્રિયા છે.



$$\Delta_r H^\ominus = -2802.0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

આપણું શરીર પણ ખોરાકમાંથી ઊર્જા પેદા કરે છે, જેમાં આ જ પ્રમાણેની દહન પ્રક્રિયાઓ હોય છે. જો કે અંતિમ નીપજો શ્રેણીબદ્ધ જટિલ જૈવરાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ જેમાં ઉત્સેચકો પણ સમાવિષ્ટ થાય છે તેના અંતે મળે છે.

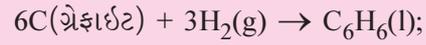
કોયડો 6.8

એક મોલ બેન્ઝિનનું 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 ઉષ્મા મુક્ત થાય છે. બેન્ઝિનની પ્રમાણિત સર્જન એન્થાલ્પી ($\Delta_f H^\ominus$) ગણો. $CO_2(g)$ અને $H_2O(l)$ ની સર્જન એન્થાલ્પી અનુક્રમે $-393.5 \text{ kJ mol}^{-1}$ અને $-285.8 \text{ kJ mol}^{-1}$ છે.

ઉકેલ :

બેન્ઝિનની સર્જન પ્રક્રિયા નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :



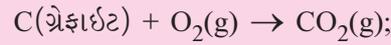
$$\Delta_f H^\ominus = ? \quad \dots(i)$$

1 mol બેન્ઝિનની દહન એન્થાલ્પી



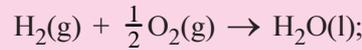
$$\Delta_c H^\ominus = -3267 \text{ kJ mol}^{-1} \quad \dots(ii)$$

1 mol $CO_2(g)$ ની સર્જન એન્થાલ્પી



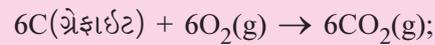
$$\Delta_f H^\ominus = -393.5 \text{ kJ mol}^{-1} \quad \dots(iii)$$

1 mol $H_2O(l)$ ની સર્જન એન્થાલ્પી

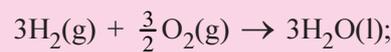


$$\Delta_f H^\ominus = -285.83 \text{ kJ mol}^{-1} \quad \dots(iv)$$

સમીકરણ (iii)ને 6 વડે અને સમીકરણ (iv)ને 3 વડે ગુણતાં,

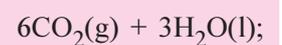
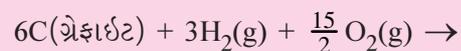


$$\Delta_r H^\ominus = -2361 \text{ kJ mol}^{-1}$$



$$\Delta_r H^\ominus = -857.49 \text{ kJ mol}^{-1}$$

ઉપરના બન્ને સમીકરણોનો સરવાળો કરતાં,



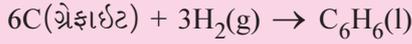
$$\Delta_r H^\ominus = -3218.49 \text{ kJ mol}^{-1} \quad \dots(v)$$

સમીકરણ (ii)ને ઉલટાવતાં,



$$\Delta_f H^\ominus = 3267.0 \text{ kJ mol}^{-1} \dots(\text{vi})$$

સમીકરણ (v) અને (vi)નો સરવાળો કરતાં,



$$\Delta_f H^\ominus = 48.51 \text{ kJ mol}^{-1}$$

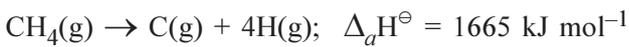
(b) પરમાણ્વીયકરણની એન્થાલ્પી (સંજ્ઞા : $\Delta_a H^\ominus$)

ડાયહાઈડ્રોજનના પરમાણ્વીયકરણમાં નીચેનું ઉદાહરણ લઈએ :



તમે જોઈ શકો છો કે ડાયહાઈડ્રોજનના H બંધ તૂટે છે અને બે H પરમાણુઓ મળે છે. આ પ્રક્રિયા દરમિયાનનો એન્થાલ્પી ફેરફાર પરમાણ્વીયકરણ એન્થાલ્પી $\Delta_a H^\ominus$ તરીકે ઓળખાય છે. તે એક મોલ બંધને સંપૂર્ણપણે તેના પરમાણુઓને વાયુમય કલામાં તોડવા માટેનો એન્થાલ્પી ફેરફાર છે.

ડાયહાઈડ્રોજન (ઉપર દર્શાવેલા જેવા) દ્વિઅણુની બાબતમાં પરમાણ્વીયકરણ એન્થાલ્પી બંધ વિયોજન એન્થાલ્પી પણ કહેવાય છે. પરમાણ્વીયકરણ એન્થાલ્પીના અન્ય ઉદાહરણ છે.



એ નોંધો કે નીપજોમાં માત્ર C અને H પરમાણુઓ વાયુમય કલામાં છે. હવે આપણે નીચેની પ્રક્રિયા જોઈએ.



આ કિસ્સામાં પરમાણ્વીયકરણ એન્થાલ્પી ઉર્ધ્વપાતન એન્થાલ્પી જેટલી જ હોય છે.

(c) બંધ એન્થાલ્પી (સંજ્ઞા : $\Delta_{\text{bond}} H^\ominus$)

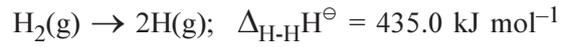
રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ રાસાયણિક બંધની રચના અને બંધ તોડવાને સાંકળે છે. બંધ તોડવા માટે ઊર્જાની જરૂર પડે છે અને બંધ બને છે ત્યારે ઊર્જા મુક્ત થાય છે. પ્રક્રિયાની ઉષ્માને રાસાયણિક બંધના બનવા અને તૂટવા સાથે સાંકળીને ગણી શકીએ. રાસાયણિક બંધ સાથે સંકળાયેલ એન્થાલ્પી ફેરફારના સંદર્ભમાં બે પર્યાયો ઉષ્માગતિશાસ્ત્રમાં ઉપયોગમાં લેવાય છે.

(i) બંધ વિયોજન એન્થાલ્પી

(ii) સરેરાશ બંધ એન્થાલ્પી

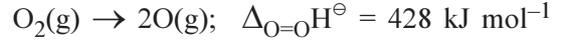
આપણે આ પર્યાયોને દ્વિપરમાણ્વીય અને બહુપરમાણ્વીય અણુઓના સંદર્ભમાં ચર્ચાએ.

દ્વિપરમાણ્વીય અણુઓ : નીચેની પ્રક્રિયા લઈએ જેમાં એક મોલ ડાયહાઈડ્રોજન વાયુ(H_2)ના બંધોને તોડવામાં આવ્યા છે.



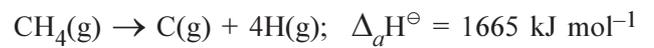
આ પ્રક્રિયામાં સંકળાયેલ એન્થાલ્પી ફેરફાર H-H બંધની બંધ વિયોજન એન્થાલ્પી છે. બંધ વિયોજન એન્થાલ્પી એક મોલ વાયુમય સહસંયોજક સંયોજનના એક મોલ સહસંયોજક બંધને તોડીને નીપજોને વાયુમય કલામાં મેળવવા માટે તોડવા દરમિયાનનો એન્થાલ્પી ફેરફાર છે.

એ નોંધો કે ડાયહાઈડ્રોજનના પરમાણ્વીયકરણની એન્થાલ્પી ફેરફાર જેટલી જ છે. આ બધા જ દ્વિપરમાણ્વીય અણુઓ માટે સાચું છે.

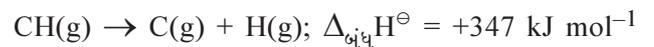
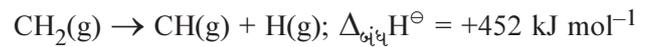
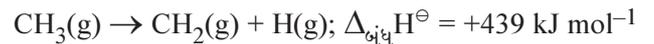
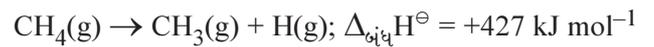


બહુઆણ્વીય અણુની બાબતમાં બંધ વિયોજન એન્થાલ્પી એક જ અણુમાં જુદા જુદા બંધ માટે જુદી જુદી હોય છે.

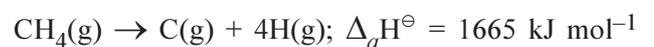
બહુપરમાણ્વીય અણુઓ : હવે આપણે CH_4 જેવા બહુપરમાણ્વીય અણુને લઈએ. તેની પરમાણ્વીય પ્રક્રિયા માટે એકંદરે ઉષ્મા રાસાયણિક સમીકરણ નીચે પ્રમાણે આપી શકાય :



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.



આથી,



આવા કિસ્સામાં C-H બંધની સરેરાશ બંધ એન્થાલ્પીનો ઉપયોગ કરીએ છીએ.

ઉદાહરણ તરીકે CH₄માં Δ_{C-H}H[⊖]ને આ પ્રમાણે ગણી શકાય.

$$\Delta_{C-H}H^{\ominus} = \frac{1}{4}(\Delta_d H^{\ominus}) = \frac{1}{4}(1665 \text{ kJ mol}^{-1}) = 416 \text{ kJ mol}^{-1}$$

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, CH₃CH₂Cl, CH₃NO₂ વગેરેમાં હેસના નિયમનો ઉપયોગ કરીને બંધ એન્થાલ્પી ગણી શકાય. કેટલાક એકલબંધ અને કેટલાક બહુ બંધની બંધ એન્થાલ્પીના મૂલ્યો કોષ્ટક 6.3માં આપેલ છે. પ્રક્રિયા એન્થાલ્પી ઘણી ઉપયોગી રાશિ છે કારણ કે તે જૂના બંધનું તૂટવું અને નવા બંધનું રચાવું-માંથી ઉદ્ભવે છે. જો આપણે જુદી જુદી બંધ એન્થાલ્પી જાણતા હોઈએ તો વાયુ કલામાંથી પ્રક્રિયાની એન્થાલ્પીનું પ્રાક્કથન કરી શકીએ. પ્રક્રિયાની પ્રમાણિત એન્થાલ્પી Δ_rH[⊖]

વાયુકલામાંની પ્રક્રિયામાંના પ્રક્રિયકો અને નીપજોની બંધ એન્થાલ્પી સાથે સંબંધિત છે. જેમકે,

$$\Delta_r H^{\ominus} = \sum \text{બંધ એન્થાલ્પી}_{\text{પ્રક્રિયકો}} - \sum \text{બંધ એન્થાલ્પી}_{\text{નીપજો}} \quad (6.17)^{**}$$

આ સંબંધ ખાસ કરીને વધારે ઉપયોગી છે, જ્યારે જરૂરી Δ_rH[⊖]ના મૂલ્યો પ્રાપ્ય હોય નહિ. પ્રક્રિયાનો ચોખ્ખો (net) એન્થાલ્પી ફેરફાર એ ઊર્જાનો જથ્થો છે જે પ્રક્રિયકોના બંધોને તોડવા માટે જરૂરી ઊર્જામાંથી નીપજોના બંધોને તોડવા માટે જરૂરી ઊર્જામાંથી બાદ કરતાં મળતી ઊર્જા જેટલો છે. યાદ રાખો કે આ સંબંધ આશરો પડતો (approximate) છે અને જ્યારે બધા જ પદાર્થો (પ્રક્રિયકો અને નીપજો વાયુમય અવસ્થામાં હોય ત્યારે જ) માટે વાજબી ઠરે છે.

(d) દ્રાવણની એન્થાલ્પી (સંજ્ઞા : Δ_{sol}H[⊖])

પદાર્થના દ્રાવણની એન્થાલ્પી એ એન્થાલ્પી ફેરફાર છે, જ્યારે એક મોલ પદાર્થને નિશ્ચિત જથ્થાના દ્રાવકમાં ઓગાળવામાં

કોષ્ટક 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

કોષ્ટક 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		

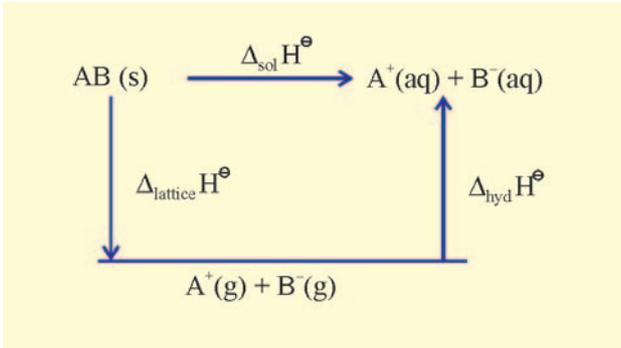
* નોંધો કે બંધ વિયોજન એન્થાલ્પી અને સરેરાશ બંધ એન્થાલ્પી માટે વપરાયેલ સંજ્ઞા સરખી જ છે.

** જો આપણે બંધ સર્જન એન્થાલ્પી (Δ_fH[⊖]_{bond})નો ઉપયોગ કરીએ જે વાયુમય પરમાણુથી બનેલા ખાસ પ્રકારના એક મોલ બંધની છે તો,

$$\Delta_r H^{\ominus} = \sum \Delta_f H^{\ominus}_{\text{નીપજોના બંધ}} - \sum \Delta_f H^{\ominus}_{\text{પ્રક્રિયકોના બંધ}}$$

આવે છે ત્યારે અનંત મંદને દ્રાવણની એન્થાલ્પી એ એન્થાલ્પી ફેરફાર છે જે પદાર્થને દ્રાવકના અનંત જથ્થામાં ઓગાળવામાં આવે છે અને જ્યારે આયનો (અથવા દ્રાવ્ય અણુઓ) વચ્ચે પારસ્પરિક ક્રિયાઓ નગણ્ય હોય ત્યારે મળેલો એન્થાલ્પી ફેરફાર છે.

જ્યારે આયનીય સંયોજન દ્રાવકમાં ઓગાળે 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 :



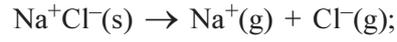
AB(s)ની પાણીમાં દ્રાવણ એન્થાલ્પી $\Delta_{\text{sol}} H^{\ominus}$. લેટિસ એન્થાલ્પી $\Delta_{\text{lattice}} H^{\ominus}$ અને આયનની જલીય $\Delta_{\text{hyd}} H^{\ominus}$ ની પસંદ કરેલા મૂલ્યો પરથી ગણી શકાય છે. જેમકે,

$$\Delta_{\text{sol}} H^{\ominus} = \Delta_{\text{lattice}} H^{\ominus} + \Delta_{\text{hyd}} H^{\ominus}$$

મોટા ભાગના આયનીય સંયોજનો માટે $\Delta_{\text{sol}} H^{\ominus}$ ધન હોય છે અને વિયોજન પ્રક્રિયા ઉષ્માશોષક હોય છે. આથી ઘણા બધા ક્ષારોની પાણીમાં દ્રાવ્યતા તાપમાનના વધારા સાથે વધે છે. જો લેટિસ એન્થાલ્પી ઘણી વધારે હોય તો સંયોજન ઓગાળશે જ નહિ. શા માટે ફ્લોરાઇડ સંયોજનો તેમના અનુરૂપ ક્લોરાઇડ સંયોજનો કરતાં ઓછા દ્રાવ્ય હોય છે ? એન્થાલ્પી ફેરફારોની માત્રાનો અંદાજ બંધ ઊર્જા (એન્થાલ્પી) અને લેટિસ ઊર્જા(એન્થાલ્પી)ના કોષ્ટકોનો ઉપયોગ કરીને કરી શકાય.

લેટિસ એન્થાલ્પી :

આયનીય સંયોજનની લેટિસ એન્થાલ્પી જ્યારે કોઈ આયનીય સંયોજનનો એક મોલ તેના આયનોમાં વાયુમય અવસ્થામાં વિયોજન પામે ત્યારે થતો એન્થાલ્પી ફેરફાર છે.



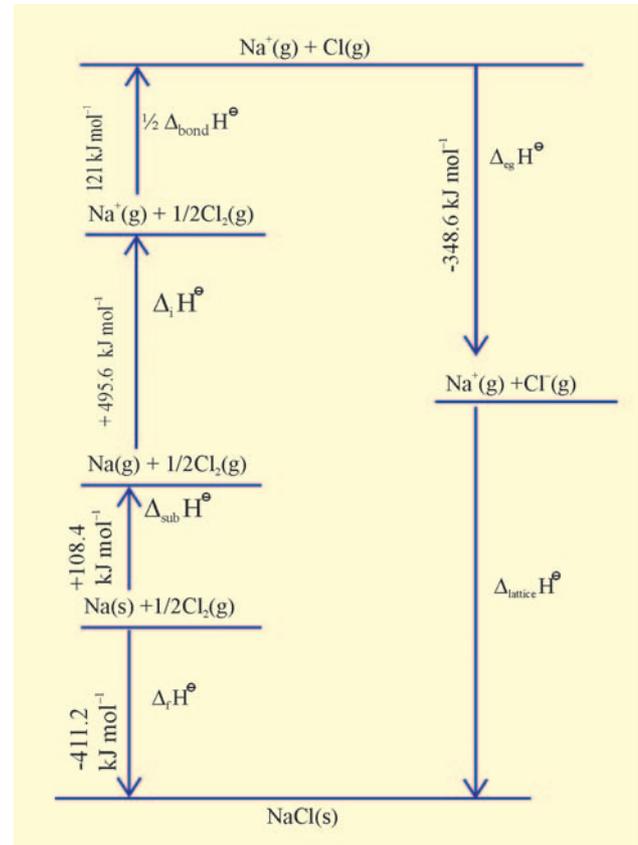
$$\Delta_{\text{lattice}} H^{\ominus} = +788 \text{ kJ mol}^{-1}$$

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 ચક્ર** (આકૃતિ 6.9) કહે છે.

આપણે હવે $\text{Na}^+\text{Cl}^-(\text{s})$ ની લેટિસ એન્થાલ્પી નીચેના તબક્કાઓ પરથી ગણીશું :

1. $\text{Na}(\text{s}) \rightarrow \text{Na}(\text{g});$ સોડિયમ ધાતુનું ઉર્ધ્વાકરણ
 $\Delta_{\text{sub}} H^{\ominus} = 108.4 \text{ kJ mol}^{-1}$
2. $\text{Na}(\text{g}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{g}) + e^{-1}(\text{g});$ સોડિયમ પરમાણુનું આયનીકરણ, આયનીકરણ એન્થાલ્પી
 $\Delta_{\text{I}} H^{\ominus} = 496 \text{ kJ mol}^{-1}$
3. $\frac{1}{2} \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Cl}(\text{g});$ ક્લોરિનની વિયોજન પ્રક્રિયા એન્થાલ્પી બંધ વિયોજન એન્થાલ્પીની અડધી હોય છે.

$$\frac{1}{2} \Delta_{\text{bond}} H^{\ominus} = 121 \text{ kJ mol}^{-1}$$

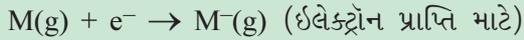
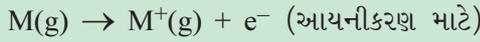


આકૃતિ 6.9 NaClની લેટિસ એન્થાલ્પી માટેની એન્થાલ્પી આકૃતિ

4. $\text{Cl}(\text{g}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-(\text{g})$; ક્લોરિન પરમાણુ દ્વારા ઇલેક્ટ્રોનની પ્રાપ્તિ,
 ઇલેક્ટ્રોનની પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી
 $\Delta_{\text{eg}} \text{H}^\ominus = -348.6 \text{ kJ mol}^{-1}$
 તમે આયનીકરણ એન્થાલ્પી અને ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી વિશે એકમ 3માં શીખી ગયા છો. ખરેખર તો આ પર્યાયો ઉષ્માગતિશાસ્ત્રમાંથી લેવામાં આવેલા છે. અગાઉ આયનીકરણ ઊર્જા અને ઇલેક્ટ્રોન બંધુતા ઉપરના પર્યાયોને બદલે ઉપયોગમાં લેવામાં આવતા હતા. (આના વાજબીપણા (justification) માટે નીચેનું બોક્સ જુઓ.)

આયનીકરણ ઊર્જા અને ઇલેક્ટ્રોન બંધુતા :

આયનીકરણ ઊર્જા અને ઇલેક્ટ્રોન બંધુતા નિરપેક્ષ શૂન્યએ વ્યાખ્યાયિત કરવામાં આવેલ છે. અન્ય કોઈ તાપમાને પ્રક્રિયકો અને નીપજોની ઉષ્મા ધારિતાને ગણતરીમાં લેવામાં આવતા હતા. નીચેની પ્રક્રિયાઓ માટે એન્થાલ્પી નીચે પ્રમાણે થશે :



તાપમાન T એ નીચે પ્રમાણે થશે :

$$\Delta_r \text{H}^\ominus(\text{T}) = \Delta_r \text{H}^\ominus(\text{O}) + \int_0^T \Delta_r C_p^\ominus dT$$

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)

$\Delta_r C_p^\ominus = -\frac{5}{2}R$ (ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ માટે)

આથી,

$\Delta_r \text{H}^\ominus$ (આયનીકરણ એન્થાલ્પી)

$= E_0$ (આયનીકરણ ઊર્જા) + $\frac{5}{2}RT$

$\Delta_r \text{H}^\ominus$ (ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી)

$= -A$ (ઇલેક્ટ્રોન બંધુતા) - $\frac{5}{2}RT$

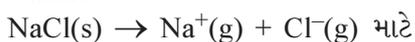
5. $\text{Na}^+(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{g}) \rightarrow \text{Na}^+\text{Cl}^-(\text{s})$

તબક્કાઓનો ક્રમ આકૃતિ 6.9માં દર્શાવેલ છે અને તે બોર્ન-હેબર ચક્ર તરીકે ઓળખાય છે. આ ચક્રની અગત્ય એ છે કે ચક્રને (cycle) ફરતે એન્થાલ્પી ફેરફારનો સરવાળો શૂન્ય થાય છે.

હેસનો નિયમ લાગુ પાડીએ, તો મળશે કે

$\Delta_{\text{lattice}} \text{H}^\ominus = 411.2 + 108.4 + 121 + 496 - 348.6$

$\Delta_{\text{lattice}} \text{H}^\ominus = +788 \text{ kJ}$



આંતરિક ઊર્જા $2RT$ કરતાં ઓછી હોય છે. (કારણ કે $\Delta n_g = 2$) અને તેના બરાબર $+783 \text{ kJ mol}^{-1}$ છે.

આપણે હવે લેટિસ એન્થાલ્પીનો ઉપયોગ દ્રાવણની એન્થાલ્પી નીચેની રજૂઆતથી ગણીશું :

$\Delta_{\text{sol}} \text{H}^\ominus = \Delta_{\text{lattice}} \text{H}^\ominus + \Delta_{\text{hyd}} \text{H}^\ominus$

એક મોલ $\text{NaCl}(\text{s})$ માટે

લેટિસ એન્થાલ્પી $+783 \text{ kJ mol}^{-1}$ અને

$\Delta_{\text{hyd}} \text{H}^\ominus = -784 \text{ kJ mol}^{-1}$ (માહિતીમાંથી મેળવીને)

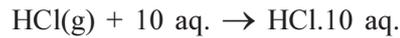
$\Delta_{\text{sol}} \text{H}^\ominus = +788 \text{ kJ mol}^{-1} - 784 \text{ kJ mol}^{-1}$

$= +4 \text{ kJ mol}^{-1}$

$\text{NaCl}(\text{s})$ નું વિલયન (dissolution) ઘણી ઓછી ઉષ્મા ફેરફાર સાથે સંકળાયેલ છે.

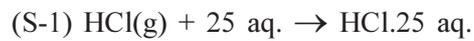
(e) મંદન એન્થાલ્પી

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 હાઈડ્રોજન ક્લોરાઇડ વાયુને 10 mol પાણીમાં ઓગાળવામાં થતો એન્થાલ્પી ફેરફાર નીચેના સમીકરણથી રજૂ કરી શકાય. અનુકૂળતા માટે આપણે પાણીને aq. વડે દર્શાવીશું :



$\Delta \text{H} = -69.01 \text{ kJ / mol}$

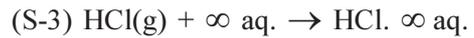
આપણે નીચે પ્રમાણેના એન્થાલ્પી ફેરફારના પગથિયાં ધ્યાનમાં લઈએ :



$\Delta \text{H} = -72.03 \text{ kJ / mol}$



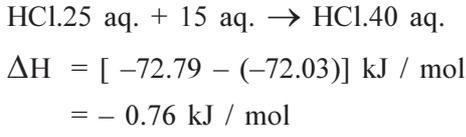
$\Delta \text{H} = -72.79 \text{ kJ / mol}$



$\Delta \text{H} = -74.85 \text{ kJ / mol}$

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 હાઈડ્રોક્લોરિક એસિડ માટે સમીકરણ (S-3)માં આપેલ છે.

જો આપણે પ્રથમ સમીકરણ (S-1)ને બીજા સમીકરણ (S-2)માંથી બાદ કરીએ તો આપણને મળશે :



ΔH નું મૂલ્ય (-0.76kJ/mol) મંદન ઉષ્મા છે. તે જ્યારે વધારાનું દ્રાવક ઉમેરવામાં આવે છે ત્યારે પર્યાવરણમાંથી ખેંચી લેતી ઉષ્મા છે. દ્રાવણની મંદન એન્થાલ્પી દ્રાવણની મૂળ સાંદ્રતા અને ઉમેરેલા દ્રાવકના જથ્થા પર આધારિત છે.

6.6 સ્વયંસ્ફુરણ (સ્વયંભૂયિતા) (Spontaneity)

ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો પ્રથમ નિયમ આપણને ઉષ્માનું શોષણ અને પ્રણાલી પર અથવા પ્રણાલી વડે થયેલા કાર્ય વચ્ચેના સંબંધ વિશે કહે છે. તે ઉષ્માના વહનની દિશા પર કોઈ નિયંત્રણ મૂકતો નથી, પરંતુ ઉષ્માનો પ્રવાહ એકદિશીય જ હોય છે એટલે કે ઊંચા તાપમાનથી નીચા તાપમાન તરફ. ખરેખર તો બધા જ કુદરતી રીતે (સહજ) થતા પ્રક્રમો ભલે તે રાસાયણિક હોય કે ભૌતિક પણ તે સ્વયંસ્ફુરિત (સ્વયંભૂ) રીતે એક જ દિશામાં જવાનું વલણ દર્શાવે છે. ઉદાહરણ તરીકે, પ્રાપ્ય કદમાં વાયુનું ભરાઈ જવું (ફેલાઈ જવું), ડાયઑક્સિજનની હાજરીમાં કાર્બનનું બળવું અને કાર્બન ડાયોક્સાઈડ આપવો.

પરંતુ ઉષ્મા ઠંડા પદાર્થ તરફથી ગરમ પદાર્થ તરફ પોતાની મેળે વહેશે નહિ, પાત્રમાંનો વાયુ સ્વયંસ્ફુરિત રીતે સંકોચાઈને પાત્રના એક ખૂણામાં નહિ ગોઠવાય. કાર્બન ડાયોક્સાઈડ સ્વયંસ્ફુરિત રીતે કાર્બન અને ડાયઑક્સિજનમાં નહિ ફેરવાય. આ અને આવા ઘણા બધા સ્વયંસ્ફુરિત રીતે થતાં ફેરફારો એકદિશીય જ હોય છે. આપણે પૂછી શકીએ કે સ્વયંસ્ફુરિત રીતે થતાં ફેરફારોનું પ્રેરક બળ (driving force) શું હશે ? સ્વયંસ્ફુરિત ફેરફારની દિશા કોણ નક્કી કરે છે ? આ વિભાગમાં આપણે આ પ્રક્રમ થશે કે નહિ થાય તે માટે કેટલાક અભિલક્ષણ (criterion) પ્રસ્થાપિત કરીશું.

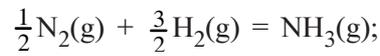
આપણે પ્રથમ તો સમજીએ કે આપણે સ્વયંસ્ફુરિત પ્રક્રિયા અથવા ફેરફાર એટલે શું સમજીએ છીએ ? તમે તમારા સામાન્ય અવલોકન પરથી વિચારી શકો કે સ્વયંસ્ફુરિત પ્રક્રિયા એટલે એવી પ્રક્રિયા જ્યારે પ્રક્રિયકોનું મિશ્રણ કરવામાં આવે છે ત્યારે જ પ્રક્રિયા પરિણમે છે. હાઈડ્રોજન અને ઓક્સિજનના સંયોગીકરણનો કિસ્સો લો. આ વાયુઓને ઓરડાના તાપમાને મિશ્ર કરવામાં આવે અને વર્ષો સુધી મૂકી રાખીએ તો આપણને કોઈ અવલોકનીય ફેરફાર નહિ જણાય. બન્ને વચ્ચે

પ્રક્રિયા થઈ શકે તેમ છે પણ તે અત્યંત ધીમી પ્રક્રિયા છે. તેમ છતાં તેને સ્વયંસ્ફુરિત પ્રક્રિયા કહે છે. આથી સ્વયંસ્ફુરિતાનો અર્થ થાય છે કે બાહ્યકારક(agency)ની મદદ વગર આગળ વધવાની તાકાત હોય. જો કે તે આપણને પ્રક્રિયા અથવા પ્રક્રમના દર વિશે કંઈ કહેતો નથી. સ્વયંસ્ફુરિત પ્રક્રિયાની બીજી બાબત એ છે કે તે પ્રક્રિયા પ્રતિવર્તી દિશામાં પોતાની મેળે (આપમેળે) થઈ શકતી નથી. આનો આપણે નીચે પ્રમાણે ઉપસંહાર કરીએ.

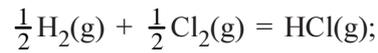
સ્વયંસ્ફુરિત પ્રક્રમ એક અપ્રતિવર્તી પ્રક્રમ છે અને તેને કોઈ બાહ્યકારક (external agency) સિવાય પ્રતિવર્તી કરી શકતા નથી.

(a) એન્થાલ્પીમાં ઘટાડો પ્રક્રિયાની સ્વયંસ્ફુરણ માટેનું અભિલક્ષણ છે ?

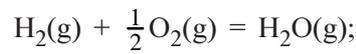
જો આપણે કેટલીક ઘટનાઓ જેવી કે ટેકરી પરથી પાણીનું નીચે વહી જવું, પથ્થરનું ઉપરથી જમીન પર પડવું, આપણે જોઈએ છે કે તેની ફેરફારની દિશામાં સ્થિતિજ ઊર્જાનો ઘટાડો હોય છે. સરખામણી કરીએ તો આપણે કહેવા પ્રેરાઈએ કે જો તેમાં ઊર્જાનો ઘટાડો થયો હશે તો રાસાયણિક પ્રક્રિયા આપેલ દિશામાં સ્વયંસ્ફુરિત થશે. આવું ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયામાં બને છે.



$$\Delta_r H^\ominus = -46.1 \text{ kJ mol}^{-1}$$

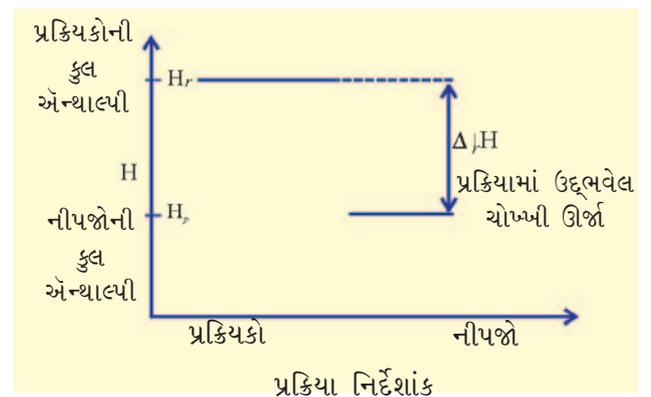


$$\Delta_r H^\ominus = -92.32 \text{ kJ mol}^{-1}$$



$$\Delta_r H^\ominus = -285.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

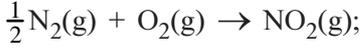
પ્રક્રિયક તરફથી નીપજ તરફ જતાં એન્થાલ્પીમાં થતો ઘટાડો કોઈ પણ ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયા માટે એન્થાલ્પી આકૃતિ દ્વારા આકૃતિ 6.10(a)માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે દર્શાવી શકીએ.



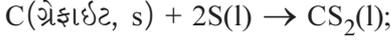
આકૃતિ 6.10(a) ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયા માટે એન્થાલ્પી આકૃતિ

આમ, એ અભિધારણા કે ઊર્જામાં ઘટાડો રાસાયણિક પ્રક્રિયાનું પ્રેરક (driving) બળ છે અને તેને પુરાવાના પાયારૂપ ગણી શકીએ.

હવે આપણે નીચેની પ્રક્રિયાઓ તપાસીએ :

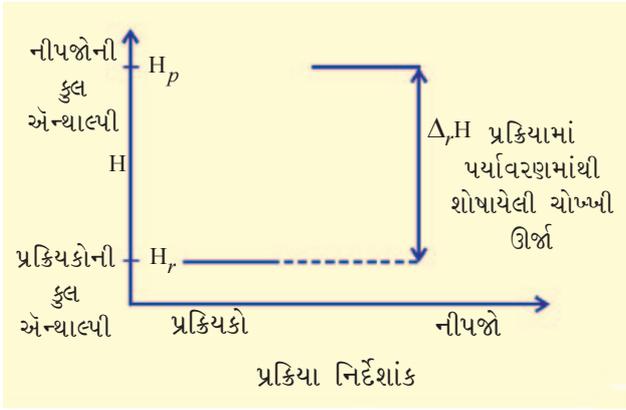


$$\Delta_r H^\ominus = +33.2 \text{ kJ mol}^{-1}$$



$$\Delta_r H^\ominus = +128.5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

આ પ્રક્રિયાઓ ઉષ્માશોષક છે છતાં પણ સ્વયંસ્ફુરિત છે. એન્થાલ્પીમાંનો વધારો એન્થાલ્પી આકૃતિ દ્વારા નીચે પ્રમાણે આકૃતિ 6.10(b)માં દર્શાવી શકાય :



આકૃતિ 6.10(b) ઉષ્માશોષક પ્રક્રિયા માટે એન્થાલ્પી આકૃતિ

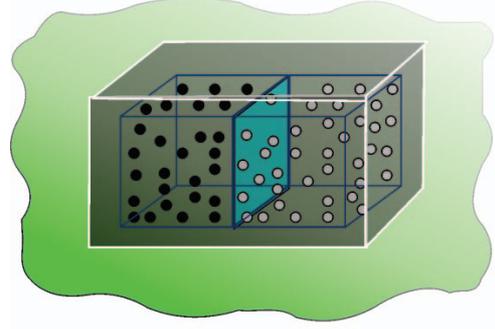
આથી એ સ્પષ્ટ થાય છે કે સ્વયંસ્ફુરણ માટે ફાળો આપતું પરિબળ એન્થાલ્પીમાં ઘટાડો છે, પરંતુ તે બધા જ કિસ્સાઓમાં સાચું નથી હોતું.

(b) એન્ટ્રોપી અને સ્વયંસ્ફુરણ :

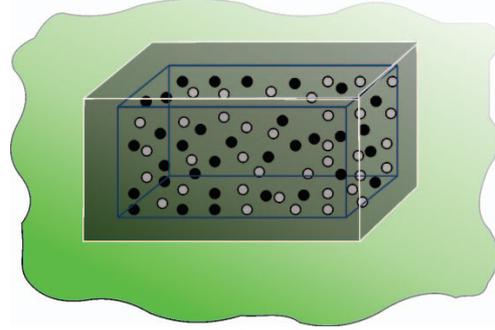
તો પછી, આપેલ દિશામાં સ્વયંસ્ફુરિત પ્રક્રિયા (પ્રક્રમ) માટે કયું પ્રેરકબળ છે ? આપણે એક એવો કિસ્સો લઈએ જેમાં $\Delta H = 0$ હોય એટલે કે એન્થાલ્પીમાં ફેરફાર થાય નહિ છતાં પણ પ્રક્રમ સ્વયંસ્ફુરિત હોય.

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 સફેદ ટપકાં તરીકે અનુક્રમે 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 ખેંચી લેવામાં આવે છે ત્યારે (આકૃતિ 6.11(b)) વાયુઓ એકબીજામાં પ્રસરણ થવાનું શરૂ કરે છે અને અમુક સમય પછી પ્રસરણ પૂર્ણ થાય છે.

આપણે પ્રક્રમને તપાસીએ. વિભાજન પહેલાં આપણે જો ડાબી બાજુના પાત્રમાંથી વાયુના અણુઓ લેવાનો પ્રયત્ન કર્યો હોત તો આપણે ચોક્કસ હોત કે તે અણુઓ વાયુ Aના છે અને તે જ પ્રમાણે વિભાજનની જમણી બાજુથી વાયુના અણુઓ લેવાનો પ્રયત્ન કર્યો હોત તો આપણે ચોક્કસ હોત કે તે અણુઓ વાયુ Bના છે, પરંતુ વિભાજન ખસેડી લીધા પછી પાત્રમાંથી અણુઓ લેવા પ્રયત્ન કરીએ તો આપણે ચોક્કસ રીતે કહી ન શકીએ, કે અણુઓ વાયુ Aના હશે કે વાયુ Bના હશે. આપણે એમ કહી શકીએ કે પ્રણાલીનું પ્રાકૃતકથન કરવું અઘરું થયું અથવા તે વધુ અસ્તવ્યસ્ત થયેલ છે.

હવે આપણે બીજી અભિધારણાને સૂત્રિત કરીએ. કોઈ પણ અલગ કરેલી પ્રણાલીમાં હંમેશાં પ્રણાલી માટે વધુ ક્રમવિહિન અથવા અસ્તવ્યસ્ત બનવા તરફનું વલણ હોય છે અને આને આપણે સ્વયંસ્ફુરણનું અભિલક્ષણ કહી શકીએ.

આ તબક્કે આપણે બીજો ઉષ્માગતિકીય વિધેય 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 ક્રમવિહીનતા અથવા અસ્તવ્યસ્તતાનું માપ છે. અલગ કરેલી પ્રણાલીમાં જેટલી વધારે અસ્તવ્યસ્તતા તેટલી વધારે એન્ટ્રોપી. જ્યાં સુધી રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓને સંબંધ છે ત્યાં સુધી આ એન્ટ્રોપી ફેરફાર પ્રક્રિયાઓના પરમાણુઓ અથવા આયનોની એક ભાતમાંથી (pattern) નીપજોના પરમાણુઓમાં ફેરગોઠવણી તરીકે ગણી શકીએ. જો નીપજોની રચના પ્રક્રિયાઓની 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 અર્થ 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. ક્રમવિહીનતા અથવા અસ્તવ્યસ્તતાનો અંશ ગણવાની એક રીત એ છે કે અણુઓ વચ્ચે હલંચાયેલી ઊર્જાની ગણતરી સાંખ્યિકીય પદ્ધતિથી કરીએ, પરંતુ તે આ ઉકેલની પેલે પાર છે. બીજો માર્ગ છે કે આ પ્રક્રમમાં સમાયેલ ઉષ્મા સાથે આ પ્રક્રમને સંબંધિત કરીએ જેથી કરીને એન્ટ્રોપી ઉષ્માગતિકીય સંકલ્પના બને. અન્ય ઉષ્માગતિકીય ગુણધર્મો જેવાં કે આંતરિક ઊર્જા U , અને એન્ટાલ્પી H , અવસ્થા વિધેય છે તે જ પ્રમાણે એન્ટ્રોપી S પણ અવસ્થા વિધેય છે અને એન્ટ્રોપી ફેરફાર ΔS પથથી સ્વતંત્ર છે.

જ્યારે પણ પ્રણાલીમાં ઉષ્મા ઉમેરવામાં આવે છે ત્યારે તે આણ્વીય ગતિમાં વધારો કરે છે જેને કારણે પ્રણાલીની અસ્તવ્યસ્તતામાં વધારો કરે છે અને પ્રણાલીની એન્ટ્રોપી વધે છે. આમ ઉષ્મા (q)ની અસ્તવ્યસ્તતાની અસર પ્રણાલી પર પડે છે તો આપણે ΔS અને q ને સરખાવી શકીએ ? થોભો ! અનુભવ એમ શીખવે છે કે ઉષ્માનું વિતરણ પણ તાપમાન પર આધાર રાખે છે જે તાપમાને ઉષ્મા 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 ઉષ્મા ઉમેરવામાં આવે તો જો સરખા જ જથ્થામાં ઉષ્મા તેને ઊંચા તાપમાને ઉમેરવામાં આવેલી હોય તેના કરતાં અસ્તવ્યસ્તતા વધે છે. આ સૂચવે છે

કે એન્ટ્રોપી ફેરફાર તાપમાનના વ્યસ્ત પ્રમાણમાં હોય છે. ΔS નો q અને T સાથેનો સંબંધ પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયા માટે નીચે પ્રમાણે છે :

$$\Delta S = \frac{q_{rev}}{T} \quad (6.18)$$

સ્વયંસ્ફુરિત પ્રક્રમ 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 મહત્તમ હોય છે અને એન્ટ્રોપી ફેરફાર $\Delta S = 0$.

આપણે કહી શકીએ કે સ્વયંસ્ફુરિત પ્રક્રમ માટે એન્ટ્રોપી વધે છે અને સંતુલને તે મહત્તમ થાય છે અને એન્ટ્રોપી ફેરફાર શૂન્ય થાય છે. એન્ટ્રોપી અવસ્થા વિધેય હોવાથી આપણે પ્રતિવર્તી પ્રક્રમ માટે એન્ટ્રોપીમાં ફેરફાર ગણી શકીએ.

$$\Delta S_{sys} = \frac{q_{sys, rev}}{T}$$

આદર્શ વાયુના બંને પ્રતિવર્તી અને અપ્રતિવર્તી વિસ્તરણ સમતાપી પરિસ્થિતિમાં, $\Delta U = 0$ થશે, પણ ΔS_{total} એટલે કે $\Delta S_{sys} + \Delta S_{surr}$ અપ્રતિવર્તી પ્રક્રમ માટે શૂન્ય નથી. આમ ΔU પ્રતિવર્તી અને અપ્રતિવર્તી પ્રક્રમ વચ્ચે ભેદ પાડી શકતા નથી, પરંતુ ΔS ચોક્કસ ભેદ પાડી શકે છે.

કોયડો 6.9

પ્રાકૃત્યન કરો કે નીચેનામાંથી શેમાં એન્ટ્રોપી વધશે/ઘટશે ?

- પ્રવાહી ઘનમાં સ્ફટિકીકરણ પામે છે.
- સ્ફટિકમય ઘનનું તાપમાન 0 K થી વધારી 115 K કરવામાં આવે છે.
- $2\text{NaHCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- $\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}(\text{g})$

ઉકેલ :

- ઠારણ પછી અણુઓ ક્રમબદ્ધ અવસ્થા પ્રાપ્ત કરે છે અને તેથી એન્ટ્રોપી ઘટશે.
- 0 K તાપમાને ઘટક કણો સ્થિર છે અને એન્ટ્રોપી ન્યૂનતમ છે. જો તાપમાન વધારીને 115 K કરવામાં આવે તો અણુઓ ખસશે અને તેમની લેટિસમાંની

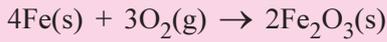
સંતુલન પરિસ્થિતિમાં આંદોલન કરશે. આથી પ્રણાલી વધુ ક્રમવિહિન (અસ્તવ્યસ્ત) થશે એટલા માટે એન્ટ્રોપી વધશે.

(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) અહીંયા 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 ડાયહાઈડ્રોજન આણુની એન્ટ્રોપી કરતાં વધારે હોય છે.

કોયડો 6.10

આયર્નના ઓક્સિડેશન માટે,



એન્ટ્રોપી ફેરફાર $-549.4 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ 298 K તાપમાને છે. આ પ્રક્રિયાનો એન્ટ્રોપી ફેરફાર ઋણ હોવા છતાં પણ શા માટે આ પ્રક્રિયા સ્વયંસ્ફુરિત છે ? (આ પ્રક્રિયા માટે $\Delta_r H^\ominus = -1648 \times 10^3 \text{ kJ mol}^{-1}$ છે.)

ઉકેલ :

પ્રક્રિયાની સ્વયંસ્ફુરણા 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 ઉષ્માને ધ્યાનમાં લેવી પડે જે $-\Delta_r H^\ominus$ જેટલી છે. તાપમાન T એ પર્યાવરણમાં એન્ટ્રોપી ફેરફાર ગણી શકીએ.

$$\begin{aligned} \Delta S_{\text{surr}} &= -\frac{\Delta_r H^\ominus}{T} \text{ (અચળ દબાણે)} \\ &= -\frac{(-1648 \times 10^3 \text{ J mol}^{-1})}{298 \text{ K}} \\ &= 5530 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

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 સ્વયંસ્ફુરિત છે.

(c) ગીબ્સ ઊર્જા અને સ્વયંસ્ફુરણા

આપણે જોઈ ગયા કે પ્રણાલી માટે કુલ એન્ટ્રોપી ફેરફાર ΔS_{total} પ્રક્રમની સ્વયંસ્ફુરણા નક્કી કરે છે, પરંતુ મોટા ભાગની રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ બંધ પ્રણાલી કે ખુલ્લી પ્રણાલીના પ્રકારમાં સમાવિષ્ટ થાય છે. આથી મોટા ભાગની રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ માટે એન્ટ્રોપી અને એન્ટ્રોપી બંનેમાં ફેરફાર થતો હોય છે. આગળના વિભાગમાં કરેલી ચર્ચા પ્રમાણે એન્ટ્રોપીમાં ઘટાડો અથવા એન્ટ્રોપીમાં વધારો એકલો જ આ પ્રણાલીઓમાં સ્વયંસ્ફુરિત ફેરફારની દિશા નક્કી કરતો નથી.

આ હેતુ માટે આપણે એક નવું ઉષ્માગતિકીય વિધેય વ્યાખ્યાયિત કરીએ જે ગીબ્સ ઊર્જા અથવા ગીબ્સ વિધેય છે.

$$G = H - TS \tag{6.20}$$

ગીબ્સ વિધેય G માત્રાત્મક ગુણધર્મ છે અને પ્રણાલીની ગીબ્સ ઊર્જામાં ફેરફાર ΔG_{sys} નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

$$\Delta G_{\text{sys}} = \Delta H_{\text{sys}} - T\Delta S_{\text{sys}} - S_{\text{sys}}\Delta T$$

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

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S. \tag{6.21}$$

તરીકે લખીએ છીએ.

આમ, ગીબ્સ ઊર્જા ફેરફાર = એન્ટ્રોપી ફેરફાર - (તાપમાન × એન્ટ્રોપી ફેરફાર) અને આ સમીકરણને ગીબ્સ સમીકરણ કહે છે. જે રસાયણવિજ્ઞાનમાં એક અગત્યનું સમીકરણ છે. અહીંયા આપણે સ્વયંસ્ફુરણા માટે બંને પર્યાયો, ઊર્જા (ΔH ના સ્વરૂપમાં) અને એન્ટ્રોપીનો (ΔS ના અવ્યવસ્થાનું માપ સ્વરૂપમાં) અગાઉ જણાવ્યા મુજબ ઉપયોગ કર્યો.

પરિમાણીય રીતે જો વિશ્લેષણ કરીએ તો ΔG નો એકમ ઊર્જાનો છે કારણ કે બંને ΔH અને $T\Delta S$ ઊર્જાના પર્યાયો છે, કારણ કે $T\Delta S = \text{K(J/K)} = \text{J}$.

હવે આપણે જોઈએ કે ΔG પ્રક્રિયાની સ્વયંસ્ફુરણા 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 ઉષ્મીય સંતુલનમાં હોય તો પર્યાવરણનું તાપમાન પ્રણાલીના તાપમાન જેટલું હશે. વળી, પર્યાવરણની એન્ટાલ્પીમાં થતો વધારો પ્રણાલીની એન્ટાલ્પીમાં 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,

$$T\Delta S_{\text{total}} = T\Delta S_{\text{sys}} - \Delta H_{\text{sys}}$$

સ્વયંસ્ફુરિત પ્રક્રમ માટે $\Delta S_{\text{total}} > 0$.

$$\text{આથી, } T\Delta S_{\text{sys}} - \Delta H_{\text{sys}} > 0$$

$$\Rightarrow -(\Delta H_{\text{sys}} - T\Delta S_{\text{sys}}) > 0$$

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} પ્રક્રિયાનો એન્ટાલ્પી 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 પ્રક્રિયાની મુક્ત ઊર્જા તરીકે ગણાય છે.

અચળ દબાણે અને તાપમાને ΔG સ્વયંસ્ફુરિત પ્રક્રમ માટે અભિલક્ષણ આપે છે :

(i) જો ΔG ઋણ હોય તો (< 0), પ્રક્રમ સ્વયંસ્ફુરિત થશે.

(ii) જો ΔG ધન હોય તો (> 0), પ્રક્રમ સ્વયંસ્ફુરિત નહિ થાય.

નોંધ : જો પ્રક્રિયાને ધન એન્ટાલ્પી ફેરફાર હોય અને ધન એન્ટ્રોપી ફેરફાર હોય તો તે સ્વયંસ્ફુરિત 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 ઘણો વધારે હોય જે કિસ્સામાં T ઓછો હશે. અગાઉની બાબત પ્રક્રિયાઓને શા માટે ઊંચા તાપમાને કરવી

જોઈએ તે છે. કોષ્ટક 6.4 પ્રક્રિયાની સ્વયંસ્ફુરણ માટે તાપમાનની અસર જણાવેલ છે.

એન્ટ્રોપી અને ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો બીજો નિયમ

આપણે જાણીએ છીએ કે નિરાળી પ્રણાલીમાં ઊર્જા અચળ રહે છે. આથી આવી પ્રણાલીમાં એન્ટ્રોપીમાં ફેરફાર સ્વયંસ્ફુરિત ફેરફાર માટેની કુદરતી (સહજ)(natural) દિશા છે. આ હકીકતમાં ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો બીજો નિયમ પણ પ્રથમ નિયમની જેમ જુદી જુદી રીતે નિવેદિત કરી શકાય. ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો બીજો નિયમ સમજાવે છે કે શા માટે સ્વયંસ્ફુરિત ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયાઓ આટલી બધી સામાન્ય હોય છે. ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયામાં મુક્ત થયેલી ઉષ્મા પર્યાવરણની અસ્તવ્યસ્તતામાં વધારો કરે છે અને એકંદરે એન્ટ્રોપી ફેરફાર ધન હોય છે જે પ્રક્રિયાને સ્વયંસ્ફુરિત બનાવે છે.

(d) નિરપેક્ષ એન્ટ્રોપી અને ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો ત્રીજો નિયમ

પદાર્થના અણુઓ સીધી લીટીમાં ગમે તે દિશામાં ફરી શકે, તે ભ્રમરડાની જેમ પણ ફરી શકે છે અને અણુમાંના બંધ તણાય છે અને સંકોચાય છે. અણુઓની આ ગતિને અનુક્રમે સ્થાનાંતરીય, ભ્રમણીય 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 ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો 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 દ્રાવણની અને અતિશીત (super-cooled) પ્રવાહીની એન્ટ્રોપી 0 K તાપમાને શૂન્ય હોતી નથી. ત્રીજા નિયમની ઉપયોગિતા એમાં રહેલી છે કે જેથી તે ઉષ્માગતિય માહિતી પરથી શુદ્ધ પદાર્થની એન્ટ્રોપીના નિરપેક્ષ મૂલ્યો નક્કી કરવાની પરવાનગી આપે છે. શુદ્ધ પદાર્થ માટે 0 K થી 298 K તાપમાન સુધીના $\frac{q_{\text{rev}}}{T}$ વધારાના સરવાળાથી કરી શકાય છે.

6.7 ગીબ્સ ઊર્જા ફેરફાર અને સંતુલન (Gibbs Energy Change and Equilibrium)

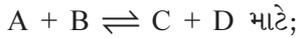
આપણે જોયું કે રાસાયણિક પ્રક્રિયાની મુક્ત ઊર્જા ફેરફારની માત્રા અને ચિહ્ન આપણને કઈ રીતે ઉપયોગી છે ?

- (i) રાસાયણિક પ્રક્રિયાની સ્વયંસ્ફુરણાનું પ્રાક્ષયન
- (ii) તેમાંથી ઉપયોગી કાર્ય જે નિષ્કર્ષિત કરી શકીએ તેનું પ્રાક્ષયન

હજુ સુધી આપણે અપ્રતિવર્તી પ્રક્રિયાઓ માટે મુક્ત ઊર્જા ફેરફાર ધ્યાનમાં લીધા. હવે આપણે પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયામાંના મુક્ત ઊર્જા ફેરફારોને તપાસીએ.

પ્રતિવર્તિતા સંપૂર્ણપણે ઉષ્માગતિકીય અર્થમાં ગણીએ તો એક પ્રક્રમ 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 સૂચવે 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 સ્વયંસ્ફુરિત રીતે નીચી મુક્ત ઊર્જાવાળી રચના તરફ બદલાય છે.

આથી, સંતુલન માટે અભિલક્ષણ છે કે,



$$\Delta_r G = 0$$

જે પ્રક્રિયામાં પ્રક્રિયકો અને નીપજો 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 જાણીએ છીએ કે,

$$\Delta_r G^\ominus = \Delta_r H^\ominus - T\Delta_r S^\ominus = -RT \ln K \quad (6.24)$$

પ્રબળ ઉષ્માશોષક પ્રક્રિયા માટે $\Delta_r H^\ominus$ નું મૂલ્ય વધારે અને ધન હશે. આ કિસ્સામાં K નું મૂલ્ય 1 કરતાં પણ ઓછું હશે અને પ્રક્રિયા વધુ નીપજ આપી શકશે નહિ. ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયાઓ માટે $\Delta_r H^\ominus$ ઘણી વધારે અને ઋણ હશે અને $\Delta_r G^\ominus$ વધારે હશે અને ઋણ પણ હશે. આવા કિસ્સામાં K નું મૂલ્ય 1 કરતાં ઘણું વધારે હશે. આપણે અપેક્ષા રાખી શકીએ કે પ્રબળ ઉષ્માક્ષેપક 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 K નું મૂલ્ય અથવા પ્રક્રિયા પરિણમવા પર પણ $\Delta_r S^\ominus$ ધન છે કે ઋણ તે પ્રમાણે અસર પડશે.

સમીકરણ (6.24)નો ઉપયોગ કરતાં,

- (i) ΔH^\ominus અને ΔS^\ominus ના માપનમાંથી ΔG^\ominus નો અંદાજ કાઢી શકીએ અને પછી ગમે તે તાપમાને નીપજના વ્યાપારિક ઊપજ (yield) માટે K ની ગણતરી કરી શકીએ.
- (ii) જો K નું પ્રયોગશાળામાં સીધી જ રીતે માપન કરી શકીએ, તો બીજા કોઈ તાપમાને ΔG^\ominus નું મૂલ્ય ગણી શકીએ.

કોષ્ટક 6.4 પ્રક્રિયાઓની સ્વયંસ્ફુરણા પર તાપમાનની અસર

$\Delta_r H^0$	$\Delta_r S^0$	$\Delta_r G^0$	વર્ણન*
-	+	-	પ્રક્રિયા બધા તાપમાને સ્વયંસ્ફુરિત.
-	-	- (નીચા તાપમાને T)	પ્રક્રિયા નીચા તાપમાને સ્વયંસ્ફુરિત.
-	-	+ (ઊંચા તાપમાને T)	પ્રક્રિયા ઊંચા તાપમાને બિનસ્વયંસ્ફુરિત.
+	+	+ (નીચા તાપમાને T)	પ્રક્રિયા નીચા તાપમાને બિનસ્વયંસ્ફુરિત.
+	+	- (ઊંચા તાપમાને T)	પ્રક્રિયા ઊંચા તાપમાને સ્વયંસ્ફુરિત.
+	-	+ (બધા તાપમાને T)	પ્રક્રિયા બધા તાપમાને બિનસ્વયંસ્ફુરિત.

* નીચું તાપમાન અને ઊંચું તાપમાન સાપેક્ષમાં છે. કોઈ એક પ્રક્રિયા માટે ઊંચું તાપમાન ઓરડાનું તાપમાન પણ હોઈ શકે.

કોયડો 6.11

298 K તાપમાને ઓક્સિજનમાંથી ઓઝોનના પરિવર્તન
 $\frac{3}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{O}_3(\text{g})$ માટે $\Delta_r G^\ominus$ ગણો. આ પરિવર્તન માટે
 $K_p = 2.47 \times 10^{-29}$ છે.

ઉકેલ :

આપણે 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 6.12

નીચેની પ્રક્રિયા માટે 298 K તાપમાને સંતુલન અચળાંકનું
 મૂલ્ય શોધો.

$2\text{NH}_3(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NH}_2\text{CONH}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 આપેલ તાપમાને પ્રમાણિત ગીબ્સ ઊર્જા ફેરફાર

$$\Delta_r G^\ominus -13.6 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ છે.}$$

ઉકેલ :

$$\begin{aligned} \text{આપણે જાણીએ છીએ કે } \log K &= \frac{\Delta_r G^\ominus}{2.303RT} \\ &= \frac{(13.6 \times 10^3 \text{ J mol}^{-1})}{2.303 (8.314 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}) (298 \text{ K})} \\ &= 2.38 \end{aligned}$$

$$\text{આથી } K = \text{antilog } 2.38 = 2.4 \times 10^2$$

કોયડો 6.13

60 °C તાપમાને ડાયનાઇટ્રોજન ટેટ્રોક્સાઇડ 50 %
 વિઘટિત થયેલો છે. આ તાપમાને અને એક વાતાવરણ
 દબાણે પ્રમાણિત મુક્ત ઊર્જા ફેરફાર ગણો.

ઉકેલ : $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$

જો N_2O_4 50 % વિયોજિત 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 :

$$\begin{aligned} K_p &= \frac{(P_{\text{NO}_2})^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}} \\ &= \frac{1.5}{(1.5)^2 \times (0.5)} \\ &= 1.33 \text{ atm} \end{aligned}$$

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

ઉષ્માગતિશાસ્ત્ર રાસાયણિક અને ભૌતિક પ્રક્રમોમાંના ઊર્જા ફેરફારો સાથે સંકળાયેલા છે. તે આ પ્રક્રમોનો જથ્થાત્મક રીતે અભ્યાસ કરવામાં મદદરૂપ થાય છે. તે કેટલાક પ્રાકૃતિક કરવામાં ઉપોયગી થાય છે. આ હેતુઓ માટે આપણે વિશ્વ(universe)ને પ્રણાલી અને પર્યાવરણમાં વિભાજિત કરીએ છીએ. રાસાયણિક અથવા ભૌતિક પ્રક્રમ ઉષ્મા(q)ના ઉત્સર્જન અથવા શોષણ તરફ દોરી જાય છે. આમાંનો કેટલોક ભાગ કાર્ય(w)માં ફેરવાય છે. આ બાબતો ઉષ્માગતિશાસ્ત્રના પ્રથમ નિયમ દ્વારા સંબંધિત છે. જેમકે, $\Delta U = q + w$. ΔU આંતરિક 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 ઉષ્માનું સ્થાનાંતરણ (transfer) માપી શકીએ. જે તાપમાનમાં ફેરફારનું કારણ બને છે. તાપમાનમાં વધારાની માત્રા પદાર્થની ઉષ્માધારિતા (C) પર આધાર રાખે છે. આથી ઉષ્મા શોષાય કે ઉત્પન્ન થાય તે $q = C\Delta T$. કાર્યને $w = -p_{ex}\Delta V$ તરીકે વાયુના વિસ્તરણ દરમિયાન માપી શકાય. પ્રતિવર્તી પ્રક્રમમાં 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 ઉષ્મા સ્થાનાંતરણ છે, પરંતુ રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ દરમિયાન સામાન્ય રીતે અચળ દબાણ હોય છે. આપણે બીજું અવસ્થા વિધેય **એન્થાલ્પી**ને વ્યાખ્યાયિત કરીએ. એન્થાલ્પી ફેરફાર $\Delta H = \Delta U + \Delta n_g RT$. આપણે સીધા જ અચળ દબાણે ઉષ્મા ફેરફારો પરથી નક્કી કરી શકીએ. $\Delta H = q_p$.

એન્થાલ્પી ફેરફારોના અનેક પ્રકારો છે. કલાનો ફેરફાર જેવા કે ગલન, બાષ્પીભવન અને ઉર્ધ્વપાતન સામાન્ય રીતે અચળ તાપમાને 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. રાસાયણિક પ્રક્રિયા માટે એન્થાલ્પી ફેરફાર નીચે પ્રમાણે નક્કી કરી શકાય :

$$\Delta_r H = \sum_i (a_i \Delta_f H_{નીપજ}) - \sum_i (b_i \Delta_f H_{પ્રક્રિયક})$$

અને વાયુમય અવસ્થામાં $\Delta_r H^\ominus = \sum$ પ્રક્રિયકોની બંધન એન્થાલ્પી - \sum નીપજોની બંધન એન્થાલ્પી

ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો પ્રથમ નિયમ આપણને રાસાયણિક પ્રક્રિયાની દિશા વિશે માર્ગદર્શન આપતો નથી. એટલે રાસાયણિક 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 અસ્તવ્યસ્તતાનું માપ છે. સ્વયંસ્ફુરિત પ્રક્રિયા માટે કુલ એન્ટ્રોપી ફેરફાર ધન હોય છે. આથી નિરાળી પ્રણાલી માટે $\Delta U = 0$, $\Delta S > 0$. આથી એન્ટ્રોપી ફેરફાર સ્વયંસ્ફુરિત પ્રક્રિયાનો ભેદ પાડી શકે છે, પરંતુ ઉષ્મા ફેરફાર પાડી શકતો નથી. એન્ટ્રોપી ફેરફાર સમીકરણ $\Delta S = \frac{q_{rev}}{T}$ (પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયા માટે). $\frac{q_{rev}}{T}$ પથથી સ્વતંત્ર હોય છે.

રાસાયણિક 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.

$$\Delta_r G = \Delta_r H - T\Delta_r S$$

સ્વયંસ્ફુરિત 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 સ્વયંસ્ફુરિત નથી તેમને ઊંચા તાપમાને સ્વયંસ્ફુરિત કરી શકાય છે, કારણ કે તે પ્રક્રિયાની એન્ટ્રોપી ધન બને છે.

સ્વાધ્યાય

- 6.1 સાચો ઉત્તર પસંદ કરો. ઉષ્માગતિય અવસ્થા વિધેય રાશિ છે.
- (i) ઉષ્મા ફેરફાર નક્કી કરવા વપરાતી
(ii) જેનું મૂલ્ય પથથી સ્વતંત્ર છે.
(iii) દબાણ-કદ કાર્ય નક્કી કરવા વપરાય છે.
(iv) જેનું મૂલ્ય માત્ર તાપમાન પર આધાર રાખે છે.
- 6.2 સમોષ્મી પરિસ્થિતિ હેઠળ થનાર પ્રક્રમને માટે સાચી શરત છે :
- (i) $\Delta T = 0$ (ii) $\Delta p = 0$
(iii) $q = 0$ (iv) $w = 0$
- 6.3 બધા જ તત્વોની એન્થાલ્પી તેમની પ્રમાણિત અવસ્થામાં હોય છે.
- (i) એક (ii) શૂન્ય
(iii) < 0 (iv) દરેક તત્વ માટે અલગ
- 6.4 મિથેનના દહનનું ΔU^0 મૂલ્ય $-X \text{ kJ mol}^{-1}$ છે. ΔH^0 નું મૂલ્ય શું હશે ?
- (i) $= \Delta U^0$ (ii) $> \Delta U^0$
(iii) $< \Delta U^0$ (iv) $= 0$
- 6.5 298 K તાપમાને મિથેન, ગ્રેફાઈટ અને ડાયહાઈડ્રોજનની દહન એન્થાલ્પી અનુક્રમે $-890.3 \text{ kJ mol}^{-1}$, $-393.5 \text{ kJ mol}^{-1}$ અને $-285.8 \text{ kJ mol}^{-1}$ છે. $\text{CH}_4(\text{g})$ ની સર્જન (formation) એન્થાલ્પી કેટલી હશે ?
- (i) $-74.8 \text{ kJ mol}^{-1}$ (ii) $-52.27 \text{ kJ mol}^{-1}$
(iii) $+74.8 \text{ kJ mol}^{-1}$ (iv) $+52.26 \text{ kJ mol}^{-1}$
- 6.6 પ્રક્રિયા $A + B \rightarrow C + D + q$ નો એન્ડ્રોપી ફેરફાર ધન જણાયો છે. પ્રક્રિયા
- (i) ઊંચા તાપમાને શક્ય હશે. (ii) નીચા તાપમાને શક્ય હશે.
(iii) કોઈ પણ તાપમાને શક્ય નથી. (iv) કોઈ પણ તાપમાને શક્ય હશે.
- 6.7 એક પ્રક્રમમાં પ્રણાલી દ્વારા 701 J ઉષ્મા શોષાયેલ છે અને 394 J કાર્ય પ્રણાલી દ્વારા થયું છે. પ્રક્રમની આંતરિક ઊર્જાનો તફાવત શું હશે ?
- 6.8 સાયનેમાઈડ $\text{NH}_2\text{CN}(\text{s})$ ની ડાયઓક્સિજન સાથેની પ્રક્રિયા બોમ્બ 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.
- $$\text{NH}_2\text{CN}(\text{g}) + \frac{3}{2}\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$
- 6.9 60.0 g એલ્યુમિનિયમનું તાપમાન 35 °C થી 55 °C સુધી વધારવા માટે જરૂરી ઉષ્માના kJની સંખ્યા ગણો. Alની મોલર ઉષ્માધારિતા $24 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ છે.
- 6.10 1.0 mol પાણીને 10.0 °C થી -10.0 °C તાપમાને ઠારવામાં આવે તો થતો એન્થાલ્પી ફેરફાર ગણો. 0 °C તાપમાને $\Delta_{\text{fus}}H = 6.03 \text{ kJ mol}^{-1}$.
- $C_p [\text{H}_2\text{O}(\text{l})] = 75.3 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}$
 $C_p [\text{H}_2\text{O}(\text{s})] = 36.8 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}$

- 6.11 કાર્બનના CO₂ માં દહનની એન્થાલ્પી -393.5 kJ mol⁻¹ છે. કાર્બન અને ડાયઑક્સિજનમાંથી 35.2 g CO₂ બનાવવામાં મુક્ત થતી ઉષ્મા 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); Δ_rH⁰ = -92.4 kJ mol⁻¹ આપેલ છે.
NH₃ વાયુની પ્રમાણિત સર્જન ઉષ્મા કેટલી હશે ?
- 6.14 નીચેની માહિતી પરથી CH₃OH(l)ની પ્રમાણિત સર્જન ઉષ્મા ગણો :
- CH₃OH (l) + $\frac{3}{2}$ O₂(g) → CO₂(g) + 2H₂O(l); Δ_rH⁰ = -726 kJ mol⁻¹
C(ગ્રેફાઈટ) + O₂(g) → CO₂(g) ; Δ_cH⁰ = -393 kJ mol⁻¹
H₂(g) + $\frac{1}{2}$ O₂(g) → H₂O(l) ; Δ_fH⁰ = -286 kJ mol⁻¹
- 6.15 CCl₄(g) → C(g) + 4 Cl(g) પ્રક્રિયા માટે એન્થાલ્પી ફેરફાર ગણો અને CCl₄(g)માં C - Cl બંધની બંધન એન્થાલ્પી ગણો.
- Δ_{vap}H⁰(CCl₄) = 30.5 kJ mol⁻¹
Δ_fH⁰ (CCl₄) = -135.5 kJ mol⁻¹
Δ_aH⁰ (C) = 715.0 kJ mol⁻¹, જ્યાં, Δ_aH⁰ પરમાણ્વીયકરણ (atomisation) એન્થાલ્પી છે.
Δ_aH⁰ (Cl₂) = 242 kJ mol⁻¹
- 6.16 નિરાળી પ્રણાલી માટે ΔU = 0 છે, તો ΔS = ?
- 6.17 2A + B → C પ્રક્રિયા માટે 298 K તાપમાને
ΔH = 400 kJ mol⁻¹ અને ΔS = 0.2 kJ K⁻¹ mol⁻¹
પ્રક્રિયા માટે ΔH અને ΔS ગણો અને પ્રાકૃકથન કરો કે પ્રક્રિયા કયા તાપમાને સ્વયંસ્ફુરિત થશે કે નહિ?
- 6.18 2 Cl(g) → Cl₂(g) પ્રક્રિયા માટે ΔH અને ΔSની સંજ્ઞાઓ શું હશે ?
- 6.19 2 A(g) + B(g) → 2D(g) પ્રક્રિયા માટે,
ΔU⁰ = -10.5 kJ અને ΔS⁰ = -44.1 JK⁻¹. પ્રક્રિયા માટે ΔG⁰ ગણો અને પ્રાકૃકથન કરો કે પ્રક્રિયા સ્વયંસ્ફુરિત રીતે થઈ શકશે ?
- 6.20 એક પ્રક્રિયા માટે સંતુલન અચળાંક 10 છે, ΔG⁰નું મૂલ્ય કેટલું હશે ? R = 8.314 JK⁻¹ mol⁻¹, T = 300 K.
- 6.21 NO(g) માટે ઉષ્માગતિય સ્થાયીતા પર ટીકા કરો :
- $\frac{1}{2}$ N₂(g) + $\frac{1}{2}$ O₂(g) → NO(g); Δ_rH⁰ = 90 kJ mol⁻¹
NO(g) + $\frac{1}{2}$ O₂(g) → NO₂(g); Δ_rH⁰ = -74 kJ mol⁻¹ આપેલ છે.
- 6.22 પ્રમાણિત પરિસ્થિતિમાં 1 mol H₂O(l) બને ત્યારે પર્યાવરણમાં થતો એન્ટ્રોપી ફેરફાર ગણો.
Δ_fH⁰ = -286 kJ mol⁻¹

સંતુલન (Equilibrium)

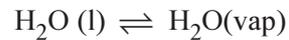
હેતુઓ :

આ એકમના અભ્યાસ પછી તમે...

- ભૌતિક અને રાસાયણિક પ્રક્રમોમાં સમાવિષ્ટ સંતુલનનો ગતિશીલ સ્વભાવ ઓળખી શકશો.
- સંતુલનના નિયમનું નિવેદન કરી શકશો.
- ભૌતિક અને રાસાયણિક સંતુલનોમાં સમાયેલી 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 પરિબલો સમજાવી શકશો.
- આર્હેનિયસ, બ્રૉન્સ્ટેડ-લોરી અને લુઈસ સંકલ્પના પ્રમાણે પદાર્થોને એસિડ અથવા બેઈઝમાં વર્ગીકૃત કરી શકશો.
- એસિડ અને બેઈઝને તેમના આયનીકરણ અચળાંકના પર્યાયો પ્રમાણે નિર્ભળ કે પ્રબળ તરીકે વર્ગીકૃત કરી શકશો.
- આયનીકરણ અંશનો આધાર વિદ્યુત-વિભાજ્યની સાંદ્રતા અને સમાન આયન પર છે તેમ સમજાવી શકશો.
- હાઈડ્રોજન આયનની સાંદ્રતા દર્શાવવા માટેના pH માપકમનું વર્ણન કરી શકશો.
- પાણીનું આયનીકરણ અને તેનો એસિડ અને બેઈઝ તરીકે દ્વિસ્વભાવ સમજાવી શકશો.
- પાણીનો આયનીય ગુણાકાર K_w અને pK_w નું વર્ણન કરી શકશો.
- બફર દ્રાવણોના ઉપયોગનું મૂલ્યાંકન કરી શકશો.
- દ્રાવ્યતા ગુણાકાર અચળાંક ગણી શકશો.

ઘણા બધા જૈવિક અને પર્યાવરણીય પ્રક્રમોમાં રાસાયણિક સંતુલનો અગત્યના છે. ઉદાહરણ તરીકે, આપણા ફેફસાંમાંથી આપણા સ્નાયુઓને O_2 ની વહેંચણી 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 વિષાલુતાનો ખુલાસો આપે છે.

જ્યારે પ્રવાહી બંધ પાત્રમાં બાષ્પીભવન પામે છે ત્યારે પ્રમાણમાં વધારે ગતિજ ઊર્જા ધરાવતા અણુઓ પ્રવાહીની સપાટીને છોડી દઈને બાષ્પ કલામાં જાય છે અને પ્રવાહીના કેટલાક અણુઓ બાષ્પ અવસ્થામાંથી નીકળી પ્રવાહીની સપાટીને અથડાય છે અને પ્રવાહીમાં જળવાઈ રહે છે. આને લીધે અચળ બાષ્પદબાણ ઉત્પન્ન થાય છે, કારણ કે સંતુલન સ્થપાય છે. જેમાં પ્રવાહીમાંથી બાષ્પમાં ફેરવાતાં અણુઓ અને બાષ્પમાંથી પ્રવાહીમાં ફેરવાતા અણુઓની સંખ્યા સરખી હોય છે. આપણે એમ કહીએ છીએ કે આ તબક્કે પ્રણાલી **સંતુલન અવસ્થા**એ પહોંચેલ છે. જો કે આ સ્થિર સંતુલન હોતું નથી અને પ્રવાહી અને બાષ્પ વચ્ચે સીમા (boundary) પર ઘણી બધી પ્રવૃત્તિ થતી હોય છે. આમ, સંતુલને બાષ્પીભવનનો દર અને સંઘનનનો દર સરખા થાય છે. આને નીચે પ્રમાણે રજૂ કરી શકાય :



બે અર્ધતીરો સૂચવે છે કે પ્રક્રમો બંને દિશામાં એકસાથે જ થતી હોય છે. સંતુલન અવસ્થામાં પ્રક્રિયકો અને નીપજોના મિશ્રણને **સંતુલન મિશ્રણ** કહે છે.

સંતુલન ભૌતિક અને રાસાયણિક એમ બંને પ્રક્રમ 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 સાંદ્રતા ઘટતી જાય છે, જ્યારે નીપજોની સાંદ્રતા અમુક સમય સુધી વધતી રહે છે. ત્યારબાદ પ્રક્રિયકો કે નીપજોમાંથી કોઈની પણ સાંદ્રતા બદલાતી નથી. પ્રણાલીનો આ તબક્કો **ગતિશીલ સંતુલન** છે અને પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયાના વેગ સરખા થાય છે. આ

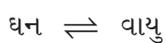
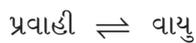
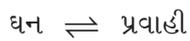
ગતિશીલ સંતુલન તબક્કાને કારણે જ પ્રક્રિયા મિશ્રણમાં જુદી જુદી સ્પીસિઝની સાંદ્રતાઓમાં ફેરફાર થતો નથી. પ્રક્રિયા આગળ વધીને રાસાયણિક સંતુલન અવસ્થાએ પહોંચશે તેના પ્રમાણના આધાર મુજબ ત્રણ સમૂહમાં વહેંચાયેલા છે.

- (i) એવી પ્રક્રિયાઓ કે જે લગભગ પૂર્ણ થવા જાય છે અને પ્રક્રિયકની નગણ્ય સાંદ્રતા 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 પ્રક્રિયકો અને નીપજો એકબીજાની સાથે સરખાવી શકાય તેમ હોય છે.

સંતુલનમાં પ્રક્રિયાના પ્રમાણ પ્રાયોગિક પરિસ્થિતિઓ જેવી કે પ્રક્રિયકોની સાંદ્રતા, તાપમાન વગેરે સાથે બદલાય છે. સંક્રિયાત્મક (operational) પરિસ્થિતિનું અનુકૂળતમીકરણ (optimization) ઉદ્યોગો અને પ્રયોગશાળામાં અગત્યનું છે જેથી ઈચ્છિત નીપજો તરફ પ્રક્રમની દિશા રહે. આ એકમમાં સંતુલનની કેટલીક અગત્યની બાબતો જેમાં ભૌતિક અને રાસાયણિક પ્રક્રમોનો સમાવેશ થયેલ હોય છે તેનો તથા જલીય દ્રાવણોમાં આયનોને સમાવિષ્ટ કરતું સંતુલન જેને આયનીય સંતુલન કહે છે તે વિષે ચર્ચા કરવામાં આવી છે.

7.1 ભૌતિક પ્રક્રમમાં સંતુલન (Equilibrium in Physical Processes)

જો આપણે કેટલાક ભૌતિક પ્રક્રમોને તપાસીએ તો સંતુલને પ્રણાલીની લાક્ષણિકતાઓની વધારે સારી સમજણ પડે. ખૂબ જ જાણીતા ઉદાહરણોમાં કલા (phase) રૂપાંતરણ (transformation) પ્રક્રમો છે. દા.ત.,



7.1.1 ઘન-પ્રવાહી સંતુલન (Solid-Liquid Equilibrium)

બરફ અને પાણીને સંપૂર્ણ ઉષ્મારોધક (insulator) થર્મોસ ફ્લાસ્કમાં (તેમાં રહેલા પદાર્થો અને પર્યાવરણ સાથે કોઈ ઉષ્માનો વિનિમય નહિ હોય) 273 K તાપમાને અને એક વાતાવરણ દબાણે સંતુલન સ્થિતિમાં પ્રણાલી રસપ્રદ લાક્ષણિક

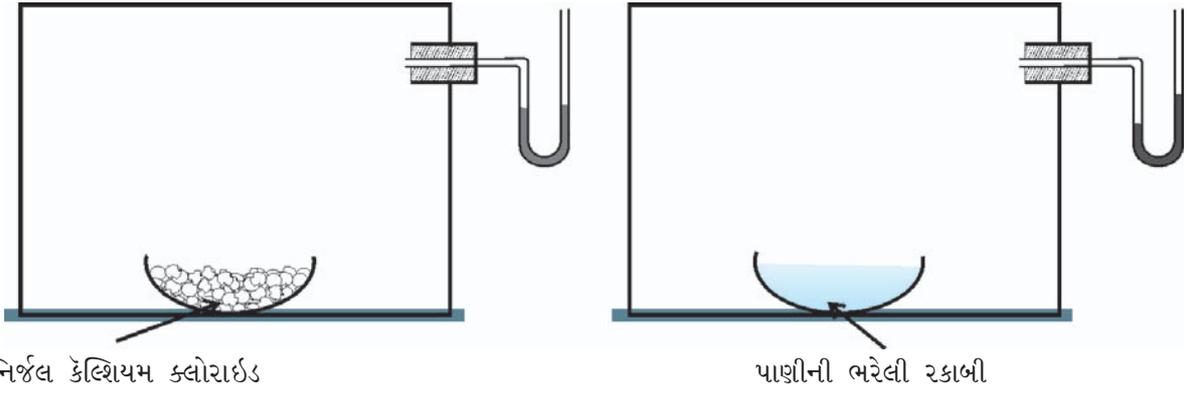
ખાસિયતો દર્શાવે છે. આપણે અવલોકન કરી શકીએ કે સમય સાથે પાણી અને બરફના દળ બદલાતા નથી અને તાપમાન પણ અચળ રહે છે. છતાં પણ સંતુલન સ્થિર (static) નથી. પાણી અને બરફ વચ્ચેની સીમા પર તીવ્ર પ્રવૃત્તિ નોંધી શકાશે. પાણીમાંના અણુઓ બરફની સીમા પર અથડાશે અને તેને વળગી રહેશે અને બરફના કેટલાક અણુ પ્રવાહી કલામાં જતા રહેશે. 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 ઘન અને પ્રવાહી કલાઓ વચ્ચે સંતુલન હોય તે તાપમાનને પદાર્થનું સામાન્ય ગલનબિંદુ અથવા સામાન્ય ઠારણબિંદુ કહેવાય છે. અહીંયા પ્રણાલી ગતિશીલ સંતુલનમાં છે અને નીચેનું અનુમાન કરી શકીએ :

- (i) બન્ને એકબીજાથી વિરુદ્ધ પ્રક્રમો એકસાથે જ થાય છે.
- (ii) બન્ને પ્રક્રમો સરખા દરે થતા હોવાથી બરફ અને પાણીના પ્રમાણ (જથ્થા) અચળ રહે છે.

7.1.2 પ્રવાહી-બાષ્પ સંતુલન (Liquid-Vapour Equilibrium)

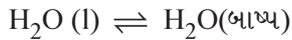
આ સંતુલન આપણે સારી રીતે સમજી શકીએ જો આપણે એક પારદર્શક પેટીનું ઉદાહરણ લઈએ. જેમાં પારો ભરેલી U-નળી (મેનોમીટર) હોય છે. ભેજ શોષણ કરતાં પદાર્થો જેવાં કે નિર્જળ કેલ્શિયમ ક્લોરાઇડ (અથવા ફોસ્ફોરસ પેન્ટોક્સાઇડ) થોડાક કલાકો માટે પેટીમાં મૂકવામાં આવે. ભેજશોષક પદાર્થને દૂર કરી પેટીને આપણે એક બાજુ નમાવીએ અને ઝડપથી પેટીમાં નીચેથી પાણી ભરેલો વોચ ગ્લાસ (અથવા પેટ્રી ડીશ) 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 ગ્લાસમાંના પાણીનું કદ ઘટે છે (આકૃતિ 7.1). શરૂઆતમાં પેટીની અંદર પાણીની બાષ્પ હતી નહિ (અથવા ઘણી ઓછી હતી). પાણીનું બાષ્પીભવન થયું એટલે પેટીમાંનું દબાણ પાણીના અણુઓ પેટીમાંની



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 સંઘનન થાય છે. છેવટે તે એ સંતુલન પરિસ્થિતિએ લઈ જાય છે કે જ્યાં ચોખ્ખું (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,

બાષ્પીભવનનો દર = સંઘનનનો 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 મિથાઇલ 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.

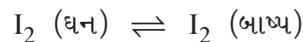
આપણે જો ત્રણ વોય ગ્લાસ જે દરેકમાં 1 ml એસિટોન, ઈથાઇલ આલ્કોહોલ અને પાણી અલગ અલગ રીતે લીધા છે અને વાતાવરણમાં ખુલ્લા મૂક્યા છે અને વધારે ગરમ રૂમમાં ઉપર પ્રમાણેના બધા કિસ્સામાં પ્રવાહીના જુદા જુદા કદ લેવામાં આવ્યા હોય અને પુનરાવર્તિત કરીએ તો એ અવલોકિત થશે કે બધા જ પ્રવાહી અદૃશ્ય થઈ જશે અને સંપૂર્ણ બાષ્પીભવન માટેનો સમય (i) પ્રવાહીનો સ્વભાવ (ii) પ્રવાહીનો જથ્થો (પ્રમાણ) અને (iii) તાપમાન પર આધાર રાખે છે. જ્યારે વોય ગ્લાસ વાતાવરણમાં ખુલ્લા હોય છે ત્યારે બાષ્પીભવનનો દર અચળ રહે છે, પરંતુ અણુઓ રૂમના વધારે કદમાં વિખેરાઈ

જાય છે. આને પરિણામે બાષ્પમાંથી પ્રવાહી અવસ્થા થવાના સંઘનનનો દર બાષ્પીભવનના દર કરતાં ઘણો ઓછો હોય છે. આ ખુલ્લી પ્રણાલીઓ છે અને તેથી ખુલ્લી પ્રણાલીમાં સંતુલને પહોંચવું શક્ય નથી.

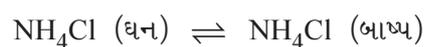
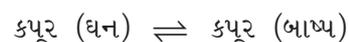
વાતાવરણ દબાણે (1.013 bar) અને 100 °C તાપમાને પાણી અને પાણીની બાષ્પ બંધ પાત્રમાં સંતુલનમાં હોય છે. પાણીનું ઉત્કલનબિંદુ 100 °C 1.013 bar દબાણે હોય છે. કોઈ પણ શુદ્ધ પ્રવાહી માટે એક વાતાવરણ દબાણે (1.013 bar) જે તાપમાને પ્રવાહી અને બાષ્પ સંતુલનમાં હોય છે તેને પ્રવાહીનું સામાન્ય ઉત્કલનબિંદુ કહે છે. પ્રવાહીનું ઉત્કલનબિંદુ વાતાવરણના દબાણ પણ આધાર રાખે છે. તે ઊંચાઈ પર પણ આધાર રાખે છે. વધુ ઊંચાઈએ ઉત્કલનબિંદુ ઘટે છે.

7.1.3 ઘન-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 જાંબલી 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 સંઘનન 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 જાણીએ 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 દ્રાવણ કહીએ છીએ. આપેલ તાપમાને આપણે વધારે પદાર્થ ઓગાળી શકીએ નહિ તે દ્રાવણને સંતૃપ્ત દ્રાવણ કહે છે. સંતૃપ્ત દ્રાવણમાં દ્રાવ્યની સાંદ્રતા તાપમાન પર આધાર રાખે છે. ઘન અવસ્થામાં રહેલા અણુઓ અને દ્રાવણમાંના અણુઓ વચ્ચે ગતિશીલ સંતુલન હોય છે.

ખાંડ (દ્રાવણ) \rightleftharpoons ખાંડ (ઘન) અને

ખાંડનો વિલયન દર = ખાંડનો સ્ફટિકીકરણ દર.

બન્ને દરની સમાનતા અને સંતુલનનો ગતિશીલ સ્વભાવ રેડિયોસક્રિય ખાંડનો ઉપયોગ કરી સાબિત કરવામાં આવેલું છે. ધારો કે આપણે થોડી રેડિયોસક્રિય ખાંડના સંતૃપ્ત દ્રાવણમાં બિનરેડિયોસક્રિય ખાંડના સંતૃપ્ત દ્રાવણના થોડા ટીપાં ઉમેરીએ, તો થોડા સમય પછી રેડિયોસક્રિયતા બન્ને દ્રાવણોમાં જણાય છે. શરૂઆતમાં દ્રાવણમાં રેડિયોસક્રિય ખાંડના અણુ હતા નહિ, પણ સંતુલનના ગતિશીલ સ્વભાવને કારણે બન્ને કલામાંના રેડિયોસક્રિય અને બિનરેડિયોસક્રિય ખાંડના દ્રાવણમાં ફેરફાર થાય છે. રેડિયોસક્રિય અને બિનરેડિયોસક્રિય અણુઓનો ગુણોત્તર અચળ મૂલ્ય ન મળે ત્યાં સુધી વધ્યા કરે છે.

પ્રવાહીમાં વાયુઓ :

જ્યારે સોડા વોટરની બોટલ ખોલવામાં આવે છે ત્યારે તેમાં ઓગળેલા કાર્બન ડાયોક્સાઈડમાંથી થોડો કાર્બન ડાયોક્સાઈડ વાયુ ઉભરા સાથે ઝડપથી બહાર આવી જાય છે. આ ઘટના કાર્બન ડાયોક્સાઈડની જુદા જુદા દબાણે દ્રાવ્યતામાં ફેરફારને કારણે બને છે. દબાણ હેઠળ પ્રવાહીમાં ઓગળેલા અણુઓ અને વાયુમય અવસ્થામાં રહેલા અણુઓ વચ્ચે સંતુલન હોય છે. એટલે કે,

CO_2 (વાયુ) \rightleftharpoons CO_2 (દ્રાવણમાં)

આ સંતુલન હેઠ્ઠીના નિયમથી નિયંત્રિત છે. આ નિયમ જણાવે છે કે કોઈ પણ તાપમાને વાયુનું દળ જે દ્રાવકના

આપેલા દળમાં ઓગાળવામાં આવેલ છે તે દ્રાવકની ઉપરના વાયુના દબાણને સમપ્રમાણ હોય છે. તાપમાનના વધારા સાથે આ પ્રમાણ (જથ્થો) ઘટે છે. કાર્બન ડાયોક્સાઈડની દ્રાવ્યતા પાણીમાં જ્યારે સૌથી વધારે હોય ત્યારે સોડા વોટરને બોટલમાં ભરીને બંધ કરવામાં આવે છે. જેવી બોટલ ખોલવામાં આવે છે ત્યારે ઓગળેલા કાર્બન ડાયોક્સાઈડમાંથી થોડો છૂટો પડે છે જેથી નીચા દબાણે જરૂરી નવી સંતુલન પરિસ્થિતિએ એટલે કે વાતાવરણમાં તેના આંશિક દબાણને પહોંચી શકાય. આથી જ સોડા વોટરની બોટલને કેટલાક સમય માટે ખુલ્લી રાખવામાં આવે તો તેમાંથી કાર્બન ડાયોક્સાઈડ નીકળી જાય છે. આથી સામાન્યીકરણ કરી શકાય કે,

(i) ઘન \rightleftharpoons પ્રવાહી સંતુલન માટે, એક જ તાપમાને (ગલનબિંદુ) 1 atm (1.013 bar) દબાણે જ્યારે બન્ને કલાઓ સહઅસ્તિત્વ ધરાવે છે. જો પર્યાવરણ સાથે ઉષ્માનો વિનિમય ન હોય તો બન્ને કલાનું દળ અચળ રહે છે.

(ii) પ્રવાહી \rightleftharpoons બાષ્પ સંતુલન માટે આપેલ તાપમાને બાષ્પદબાણ અચળ હોય છે.

(iii) પ્રવાહીમાં ઘનના વિલયન માટે આપેલ તાપમાને દ્રાવ્યતા અચળ હોય છે.

(iv) પ્રવાહીમાં વાયુના વિલયન માટે પ્રવાહીમાં વાયુની સાંદ્રતા પ્રવાહી પરના વાયુના દબાણ(સાંદ્રતા)ને સમપ્રમાણ હોય છે. આ અવલોકનોનો કોષ્ટક 7.1માં ઉપસંહાર કરી શકાય.

કોષ્ટક 7.1 ભૌતિક સંતુલનની વિશિષ્ટતાઓ

પ્રક્રમ	તારણ
પ્રવાહી \rightleftharpoons બાષ્પ $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g})$	$P_{\text{H}_2\text{O}}$ આપેલા તાપમાને અચળ
ઘન \rightleftharpoons પ્રવાહી $\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	અચળ દબાણે ગલનબિંદુ નિશ્ચિત હોય છે.
દ્રાવ્ય(s) \rightleftharpoons દ્રાવ્ય (દ્રાવણ) ખાંડ(s) \rightleftharpoons ખાંડ (દ્રાવણ)	આપેલ તાપમાને દ્રાવણમાં દ્રાવ્યની સાંદ્રતા અચળ હોય છે.
વાયુ(g) \rightleftharpoons વાયુ(aq)	$[\text{વાયુ}(\text{aq})]/[\text{વાયુ}(\text{g})]$ આપેલ તાપમાને અચળ હોય છે.
$\text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{aq})$	$[\text{CO}_2(\text{aq})]/[\text{CO}_2(\text{g})]$ આપેલ તાપમાને અચળ હોય છે.

7.1.5 ભૌતિક પ્રક્રમને સમાવતા સંતુલનની સામાન્ય વિશિષ્ટતાઓ (General Characteristics of Equilibria Involving Physical Processes)

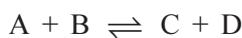
ઉપર ચર્ચા કરેલા ભૌતિક પ્રક્રમો માટે સંતુલનને પ્રણાલીની સામાન્ય વિશિષ્ટતાઓ નીચે પ્રમાણે છે :

- આપેલ તાપમાને બંધ પ્રણાલીમાં જ સંતુલન શક્ય છે.
- બન્ને એકબીજાની વિરુદ્ધ પ્રક્રમો 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 પ્રક્રમ 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 પ્રક્રિયા સંતુલન અવસ્થાએ પહોંચ્યા પહેલા ભૌતિક પ્રક્રમ કેટલો આગળ વધેલ છે.

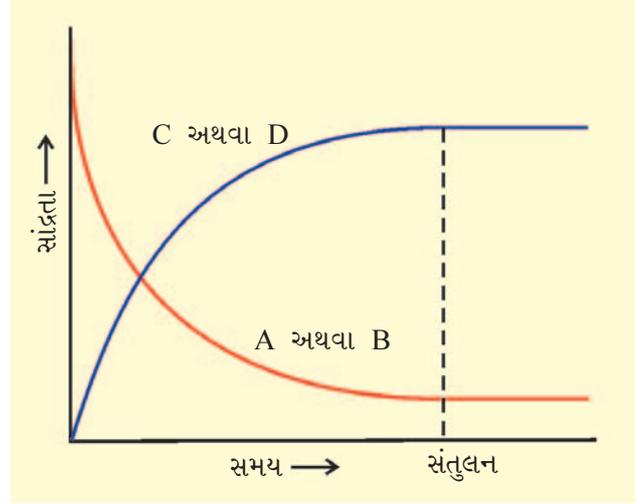
7.2 રાસાયણિક પ્રક્રમમાં સંતુલન-ગતિશીલ સંતુલન (Equilibrium in Chemical Processes - Dynamic Equilibrium)

ભૌતિક પ્રક્રમોની જેમ રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓ પણ સંતુલન પ્રાપ્ત કરે છે. આ પ્રક્રિયાઓ બન્ને પુરોગામી અને પ્રતિગામી દિશામાં થતી હોય છે, જ્યારે પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયાના દર સમાન હોય છે એટલે કે પ્રક્રિયકો અને નીપજોની સાંદ્રતા અચળ હોય છે. આ રાસાયણિક સંતુલનની અવસ્થા છે. આ સંતુલન સ્વભાવે ગતિશીલ હોય છે. કારણ કે તે પુરોગામી પ્રક્રિયામાં પ્રક્રિયકોમાંથી નીપજ અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયામાં નીપજોમાંથી મૂળ પ્રક્રિયકો આપે છે.

સારા સંક્ષિપ્તીકરણ માટે આપણે એક સામાન્ય પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયાનો સામાન્ય કિસ્સો લઈએ.



સમય પસાર થવા સાથે નીપજો C અને Dનો ભરાવો (વધારો) થતો જાય છે અને પ્રક્રિયકો A અને Bનો અવક્ષય (ઘટાડો) થતો જાય છે (આકૃતિ 7.2). આને લીધે પુરોગામી પ્રક્રિયાનો દર ઘટે છે અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયાનો દર વધે છે.



આકૃતિ 7.2 રાસાયણિક સંતુલનની પ્રાપ્તિ

ખરેખર બે પ્રક્રિયાઓ સમાન દરે થતી હોય છે અને પ્રક્રમ સંતુલન અવસ્થાએ પહોંચે છે.

એ જ પ્રમાણે આપણે જો C અને Dથી પ્રક્રિયા શરૂ કરીએ તો પણ સંતુલન અવસ્થાએ પહોંચી શકીએ છીએ. એટલે કે A અને B શરૂઆતથી હાજર હોતા નથી. આનું કારણ ગમે તે દિશામાંથી સંતુલન પહોંચી શકાય છે.

રાસાયણિક સંતુલનના ગતિશીલ સ્વભાવને આપણે હેબર વિધિથી એમોનિયાના સંશ્લેષણ દ્વારા નિર્દેશિત કરી શકીએ. શ્રેણીબદ્ધ પ્રયોગમાં હેબરે ડાયનાઈટ્રોજન અને ડાયહાઈડ્રોજનના જ્ઞાત જથ્થા ઊંચા તાપમાને અને દબાણે સમયાંતરે હાજર એમોનિયાનું પ્રમાણ નક્કી કર્યું. તે પ્રક્રિયા ન પામેલ ડાયનાઈટ્રોજન અને ડાયહાઈડ્રોજનના પ્રમાણ પણ નક્કી કરી શક્યા. આકૃતિ 7.4 દર્શાવે છે કે અમુક સમય પછી કેટલાક પ્રમાણમાં પ્રક્રિયકો હાજર હોવા છતાં મિશ્રણનું સંઘટન (composition) અચળ રહે છે. સંઘટનમાં અચળતા દર્શાવે છે કે સંતુલન પહોંચી ગયા છીએ. પ્રક્રિયાનો ગતિશીલ સ્વભાવ સમજવા માટે અગાઉના જેવી જ પરિસ્થિતિમાં (આંશિક દબાણ અને તાપમાન) એમોનિયાનું સંશ્લેષણ કરવામાં આવ્યું પરંતુ H₂ના સ્થાને ટ્યુટેરિયમ D₂નો ઉપયોગ કર્યો. પ્રક્રિયા મિશ્રણ H₂ અથવા D₂ સાથે શરૂ કરતાં સમાન સંઘટન સાથે સંતુલન પ્રાપ્ત થાય છે. ફરક માત્ર એટલો હોય છે H₂ અને NH₃ને બદલે D₂ અને ND₃ હાજર હોય છે. સંતુલન પ્રાપ્ત થયા પછી આ બન્ને મિશ્રણો (H₂, N₂, NH₃ અને D₂, N₂ અને ND₃) મિશ્ર થાય છે અને થોડા સમય માટે રહે છે.

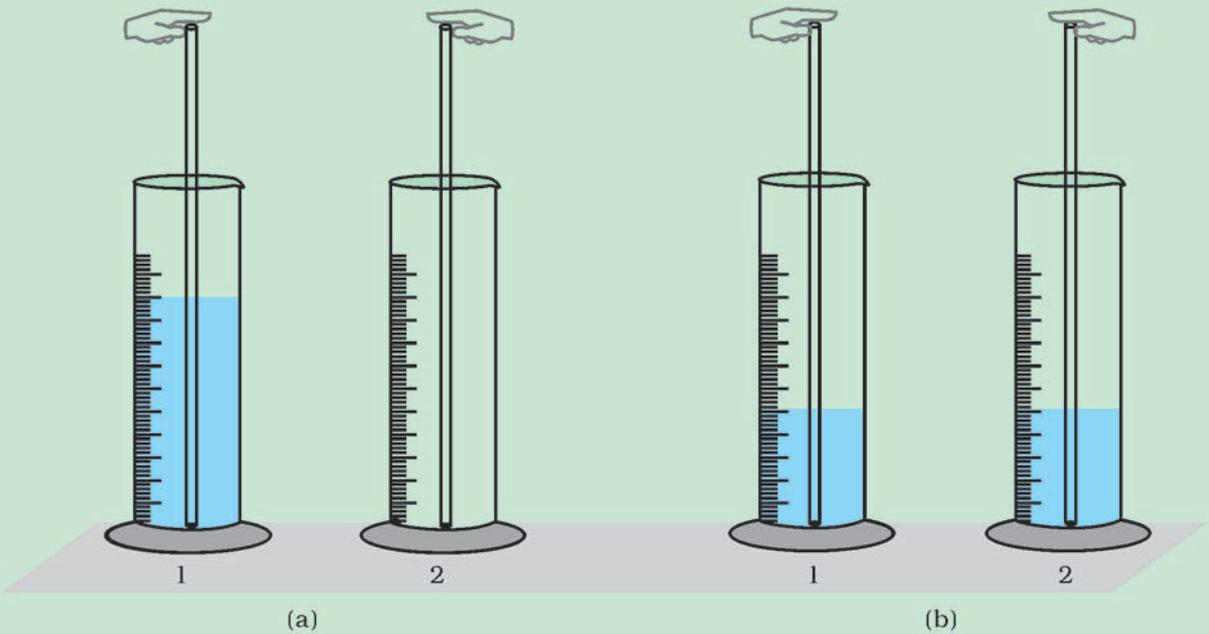
ગતિશીલ સંતુલન – વિદ્યાર્થી માટે પ્રવૃત્તિ

ભૌતિક પ્રક્રમ હોય કે રાસાયણિક પ્રક્રમ હોય તો પણ સંતુલન હંમેશાં ગતિશીલ હોય છે. આનું નિર્દેશન રેડિયોસક્રિય 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.

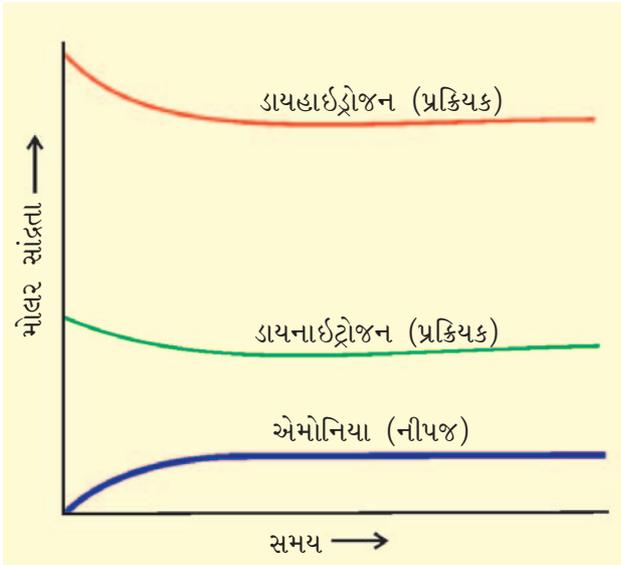
બે 100 mLના અંકિત નળાકાર લો (જેમને 1 અને 2 નિશાની કરો) અને 30 cm લંબાઈવાળી બે ક્સનળીઓ લો. ક્સનળીના વ્યાસ સરખા હોવા જોઈએ. 3થી 5 mm તફાવત જેટલો હોય તો ચાલે. નળાકાર-1ને રંગીન પાણી લઈ લગભગ અડધે સુધી ભરી દો (રંગીન પાણી બનાવવા પોટેશિયમ પરમેંગેનેટના સ્ફટિકને પાણીમાં ઓગાળો) અને બીજો નળાકાર-2 ખાલી રાખો.

નળાકાર-1માં એક નળી-1 મૂકો અને નળાકાર-2માં નળી-2માં મૂકો. એક નળીને નળાકાર-1માં ડૂબાડો. 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 બંને નળાકારમાં રંગીન પાણીની સપાટી અચળ થઈ ગઈ છે.

જો તમે રંગીન પાણીને બે નળાકાર વચ્ચે આંતર હેરફેર ચાલુ રાખો જેથી બંને નળાકારમાં રંગીન પાણીમાં આગળ ઉપર કોઈ હેરફેર થશે નહિ. આપણે જો સપાટીની અનુરૂપતા(analogy)ને પ્રક્રિયક અને નીપજની સાંદ્રતાના રૂપમાં બંને નળાકારમાં ગણીએ તો આપણે કહી શકીએ કે હેરફેરનો પ્રક્રમ અચળતા પ્રાપ્ત કર્યા પછી પણ ચાલુ રહે છે. જે પ્રક્રમનો ગતિશીલ સ્વભાવ દર્શાવે છે. જો આપણે જુદા જુદા વ્યાસવાળી બે નળીઓ લઈને પ્રયોગનું પુનરાવર્તન કરીએ તો બંને નળાકારમાં રંગીન પાણીની સપાટી અલગ અલગ છે. બંને નળાકારમાં સપાટીમાં ફેરફાર માટે વ્યાસ કેવી રીતે જવાબદાર છે ? ખાલી નળાકાર (2) શરૂઆતમાં તેમાં નીપજ ન હોવાનું સૂચવે છે.



આકૃતિ 7.3 સંતુલનના ગતિશીલ સ્વભાવનું નિદર્શન
(a) પ્રારંભિક તબક્કો (b) સંતુલન પ્રાપ્ત કર્યા પછી અંતિમ તબક્કો

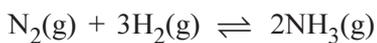


આકૃતિ 7.4 $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ પ્રક્રિયાના સંતુલનનું ચિત્રણ

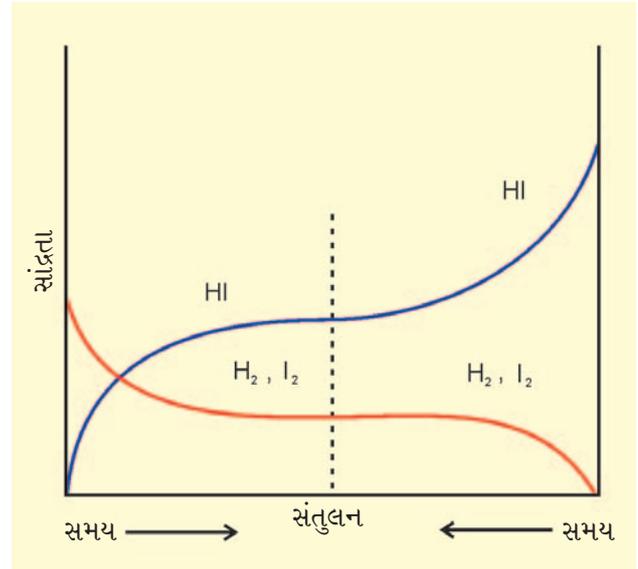
પછી જ્યારે આ મિશ્રણનું પૃથક્કરણ કરવામાં આવ્યું ત્યારે જણાયું કે એમોનિયાની સાંદ્રતા અગાઉના જેટલી જ છે. જ્યારે આ મિશ્રણનું દળસ્પેક્ટ્રોમીટર વડે પૃથક્કરણ કરવામાં આવે છે ત્યારે એમોનિયા અને ડ્યુટેરિયમવાળા એમોનિયા ધરાવતા બધા રૂપો (NH_3 , NH_2D , NHD_2 અને ND_3) ડાયહાઈડ્રોજન અને તેમના ડ્યુટેરિયમના સ્વરૂપો (H_2 , HD અને D_2) હાજર છે. આથી કોઈ તારણ કરી શકે કે અણુમાં H અને D પરમાણુનું અસ્ક્રુટક (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 બનાવટમાં 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 બાજુએથી પ્રાપ્ત કરી શકાય. ભલે આપણે $N_2(g)$ અને $H_2(g)$ લઈને $NH_3(g)$ મેળવીએ અથવા $NH_3(g)$ લઈને તેને $N_2(g)$ અને $H_2(g)$ માં વિઘટન કરીએ.



આ જ પ્રમાણે આપણે પ્રક્રિયા $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ લઈએ. આપણે શરૂઆતમાં H_2 અને I_2 ની સરખી સાંદ્રતા લઈને કરીએ તો પ્રક્રિયા પુરોગામી દિશામાં આગળ વધશે અને H_2 અને I_2 ની સાંદ્રતા ઘટશે, જ્યારે HI ની સાંદ્રતા વધશે જ્યાં સુધી આ બધા જ સંતુલને અચળ નહિ થાય (આકૃતિ 7.5). આપણે એકલો HI લઈએ તો પ્રતિગામી પ્રક્રિયાની દિશામાં પ્રક્રિયા આગળ વધશે. HI ની સાંદ્રતા ઘટશે અને H_2 અને I_2 ની સાંદ્રતા વધશે જ્યાં સુધી તે અચળ નહિ થાય અને સંતુલન પ્રાપ્ત કરશે (આકૃતિ 7.5). જો H_2 અને I_2 ના પરમાણુની કુલ સંખ્યા આપેલ કદમાં સરખી હોય તો સમાન સંતુલન મિશ્રણ મળશે. ભલે આપણે પ્રક્રિયાઓમાંથી 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)

પ્રક્રિયા અને નીપજોના સંતુલન અવસ્થાએ મિશ્રણને સંતુલન મિશ્રણ કહે છે. આ વિભાગમાં સંતુલન મિશ્રણના સંઘટનના ઘણા બધા અગત્યના પ્રશ્નોને સમજાવું. સંતુલન મિશ્રણમાં પ્રક્રિયા અને નીપજોની સાંદ્રતા વચ્ચે શું સંબંધ છે ? પ્રારંભિક સાંદ્રતામાંથી સંતુલન સાંદ્રતાઓ કેવી રીતે નક્કી કરીશું ? સંતુલન મિશ્રણનું સંઘટન બદલવા માટે આપણે

કયા પરિબલોનો ઉપયોગ કરીશું? છેલ્લો પ્રશ્ન ખાસ કરીને H_2 , NH_3 , CaO વગેરે જેવા ઔદ્યોગિક રસાયણોના સંશ્લેષણ માટે પરિસ્થિતિઓ પસંદ કરીશું.

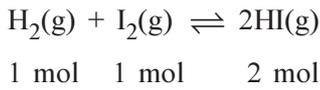
આ પ્રશ્નોના જવાબ આપવા માટે આપણે સામાન્ય પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયા $A + B \rightleftharpoons C + D$ ને ધ્યાનમાં લઈશું.

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 Maxmillian Guldberg) અને પીટર વાગે (Peter Waage) 1864માં દરખાસ્ત કરી કે સંતુલન મિશ્રણમાં સાંદ્રતા 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 સાંદ્રતાને 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.



છ 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 સાંદ્રતા લઈને કરવામાં આવેલ અને એવું અવલોકન કરવામાં આવ્યું કે જાંબુડિયા રંગની તીવ્રતા અચળ રહી અને સંતુલન પ્રાપ્ત થયું હતું. તે જ પ્રમાણે પ્રયોગ 5 અને 6માં સંતુલન વિરુદ્ધ 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 ડાયહાઈડ્રોજનના મોલની સંખ્યા = પ્રક્રિયા પામેલા આયોડિનના મોલની સંખ્યા = $\frac{1}{2}$ (નીપજેલા HIના મોલની સંખ્યા). વળી પ્રયોગ 5 અને 6 પણ સૂચવે છે કે,

$$[H_2(g)]_{eq} = [I_2(g)]_{eq}$$

ઉપરની હકીકતો જાણ્યા પછી પ્રક્રિયકો અને નીપજોની સાંદ્રતાઓ 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 જણાશે કે જો આપણે પ્રક્રિયકો અને નીપજોની સંતુલન સાંદ્રતાઓ મૂકીએ તો ઉપરની અભિવ્યક્તિ

કોષ્ટક 7.2 H_2 , I_2 અને HI ની પ્રારંભિક અને સંતુલન સાંદ્રતાઓ

પ્રયોગ ક્રમાંક	પ્રારંભિક સાંદ્રતા / mol L ⁻¹			સંતુલન સાંદ્રતા / 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 સાંદ્રતાને સમાવિષ્ટ કરતી અભિવ્યક્તિ



પ્રયોગ ક્રમાંક	$\frac{[\text{HI}(\text{g})]_{\text{eq}}}{[\text{H}_2(\text{g})]_{\text{eq}} [\text{I}_2(\text{g})]_{\text{eq}}}$	$\frac{[\text{HI}(\text{g})]_{\text{eq}}^2}{[\text{H}_2(\text{g})]_{\text{eq}} [\text{I}_2(\text{g})]_{\text{eq}}}$
	1	1840
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,

$$\frac{[\text{HI}(\text{g})]_{\text{eq}}^2}{[\text{H}_2(\text{g})]_{\text{eq}} [\text{I}_2(\text{g})]_{\text{eq}}}$$

ગણતરીમાં લઈએ તો તે છ પ્રયોગોમાં અચળાંક મૂલ્ય આપે છે (કોષ્ટક 7.3માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે). આપણે એ પણ જોઈ શકીએ કે પ્રક્રિયકો અને નીપજોની સાંદ્રતાનો ઘાતાંક (power) ખરેખર રાસાયણિક પ્રક્રિયા માટેના સમીકરણમાં તત્ત્વયોગમિતિય ગુણાંક છે. આમ $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$ પ્રક્રિયા માટે સમીકરણ 7.1 પ્રમાણે લખતાં સંતુલન અચળાંક K નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

$$K_c = \frac{[\text{HI}(\text{g})]_{\text{eq}}^2}{[\text{H}_2(\text{g})]_{\text{eq}} [\text{I}_2(\text{g})]_{\text{eq}}} \quad (7.2)$$

સામાન્ય રીતે પાદાંક 'eq' (સંતુલન માટે વપરાયેલ) સાંદ્રતા પર્યાયોમાંથી રદ કરવામાં આવે છે. એવું માની લેવામાં આવે છે કે K_c ની અભિવ્યક્તિમાં સાંદ્રતાઓ સંતુલન સાંદ્રતાઓ જ હોય છે. આથી આપણે લખી શકીએ કે,

$$K_c = \frac{[\text{HI}(\text{g})]^2}{[\text{H}_2(\text{g})][\text{I}_2(\text{g})]} \quad (7.3)$$

પાદાંક c સૂચવે છે કે K_c ની અભિવ્યક્તિમાં સાંદ્રતા mol L^{-1} છે.

આપેલ તાપમાને પ્રક્રિયા નીપજોની સાંદ્રતાને સંતુલિત સમીકરણમાંના અનુરૂપ તત્ત્વયોગમિતિય ગુણાંકને ઘાતાંક (power) તરીકે લેતાં અને તેને પ્રક્રિયકોની વ્યક્તિગત સાંદ્રતાઓને અનુરૂપ તત્ત્વયોગમિતિય ગુણાંકને ઘાતાંક 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 :

$$K_c = \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b} \quad (7.4)$$

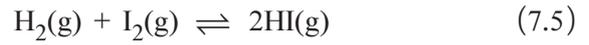
જ્યાં, $[\text{A}]$, $[\text{B}]$, $[\text{C}]$ અને $[\text{D}]$ પ્રક્રિયકો અને નીપજોની અનુક્રમે સંતુલન સાંદ્રતા છે.

$4\text{NH}_3(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 4\text{NO}(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ માટે સંતુલન અચળાંક નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^4 [\text{H}_2\text{O}]^6}{[\text{NH}_3]^4 [\text{O}_2]^5}$$

જુદી જુદી સ્પીસિઝની મોલર સાંદ્રતા ચોરસ કૌંસમાં દર્શાવીને સૂચવવામાં આવે છે. અગાઉ જણાવ્યા પ્રમાણે એમ સ્વીકારવામાં આવે છે કે તે સંતુલન સાંદ્રતાઓ 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.

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = X \quad (7.6)$$

પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયા



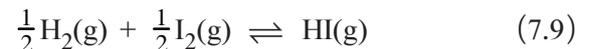
માટે સમાન તાપમાને સંતુલન અચળાંક

$$K'_c = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{1}{X} = \frac{1}{K_c} \quad (7.7)$$

$$\text{આમ, } K'_c = \frac{1}{K_c} \quad (7.8)$$

પ્રતિગામી પ્રક્રિયા માટે સંતુલન અચળાંક પુરોગામી દિશામાંની પ્રક્રિયા માટેના સંતુલન અચળાંકનો વ્યસ્ત (reciprocal) હોય છે.

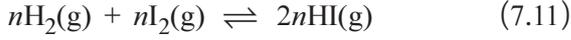
જો આપણે રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં તત્ત્વયોગમિતિય ગુણાંકોને કોઈ એક અવયવથી ગુણીને બદલીએ તો આપણને ખાત્રી થવી જોઈએ કે સંતુલન અચળાંકમાં પણ આ ફેરફારનું પ્રતિબિંબ પડે છે (અસર થાય છે). ઉદાહરણ તરીકે જો પ્રક્રિયા (7.5) આ પ્રમાણે લખીએ :



તો સંતુલન અચળાંક ઉપરોક્ત પ્રક્રિયા માટે નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

$$K''_c = \frac{[\text{HI}]}{[\text{H}_2]^{\frac{1}{2}} [\text{I}_2]^{\frac{1}{2}}} = \left[\frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} \right]^{\frac{1}{2}} = X^{\frac{1}{2}} = K_c^{\frac{1}{2}} \quad (7.10)$$

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, કારણ કે સંતુલન અચળાંક K_c અને K_c' ને જુદી જુદી સંખ્યાના 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
$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$	K_c
$cC + dD \rightleftharpoons aA + bB$	$K_c' = (1/K_c)$
$naA + nbB \rightleftharpoons ncC + ndD$	$K_c'' = (K_c^n)$

કોયડો 7.1

500 K તાપમાને સંતુલને N_2 અને H_2 માંથી NH_3 ની બનાવટમાં નીચે પ્રમાણેની સાંદ્રતા 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 :

$$\begin{aligned} K_c &= \frac{[\text{NH}_3(\text{g})]^2}{[\text{N}_2(\text{g})][\text{H}_2(\text{g})]^3} \\ &= \frac{(1.2 \times 10^{-2})^2}{(1.5 \times 10^{-2}) \times (3.0 \times 10^{-2})^3} \\ &= 0.106 \times 10^4 = 1.06 \times 10^3 \end{aligned}$$

કોયડો 7.2

સંતુલને એક બંધ પાત્રમાં 800 K તાપમાને સાંદ્રતાઓ 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 ?

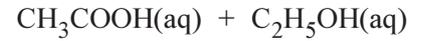
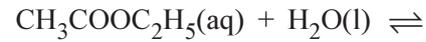
ઉકેલ :

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 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 દ્રાવણ 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 સાંદ્રતામાં રજૂ કર્યા હતા અને સંજ્ઞા K_c નો ઉપયોગ કરેલો. વાયુનો સમાવેશ કરતી પ્રક્રિયાઓમાં સામાન્ય રીતે સંતુલન અચળાંક આંશિક દબાણના પર્યાયમાં રજૂ કરવો વધારે અનુકૂળ રહે છે.

આદર્શ વાયુ સમીકરણ નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

$$pV = nRT$$

$$\Rightarrow p = \frac{n}{V} RT$$

જ્યાં, p દબાણ Pa માં છે, n વાયુના મોલની સંખ્યા છે. V વાયુનું કદ m^3 માં છે અને T તાપમાન કેલ્વિનમાં છે.

આથી,

$\frac{n}{V}$ સાંદ્રતા છે, જે mol/m^3 માં દર્શાવી શકાય. જો સાંદ્રતા c mol/L અથવા mol/dm^3 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 સાંદ્રતાને 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,

$$K_c = \frac{[\text{HI}(\text{g})]^2}{[\text{H}_2(\text{g})][\text{I}_2(\text{g})]} \text{ અથવા}$$

$$K_c = \frac{[p_{\text{HI}}]^2}{[p_{\text{H}_2}][p_{\text{I}_2}]} \quad (7.12)$$

વળી, $p_{\text{HI}} = [\text{HI}(\text{g})] RT$

$$p_{\text{I}_2} = [\text{I}_2(\text{g})] RT$$

$$p_{\text{H}_2} = [\text{H}_2(\text{g})] RT \text{ છે.}$$

$$\begin{aligned} \text{માટે, } K_p &= \frac{[p_{\text{HI}}]^2}{[p_{\text{H}_2}][p_{\text{I}_2}]} \\ &= \frac{[\text{HI}(\text{g})]^2 [\text{RT}]^2}{[\text{H}_2(\text{g})] \text{RT} [\text{I}_2(\text{g})] \text{RT}} \\ &= \frac{[\text{HI}(\text{g})]^2}{[\text{H}_2(\text{g})][\text{I}_2(\text{g})]} = K_c \quad (7.13) \end{aligned}$$

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

$$K_p = \frac{[p_{\text{NH}_3}]^2}{[p_{\text{N}_2}][p_{\text{H}_2}]^3}$$

$$\begin{aligned} &= \frac{[\text{NH}_3(\text{g})]^2 [\text{RT}]^2}{[\text{N}_2(\text{g})] \text{RT} \cdot [\text{H}_2(\text{g})]^3 (\text{RT}^3)} \\ &= \frac{[\text{NH}_3(\text{g})]^2 [\text{RT}]^2}{[\text{N}_2(\text{g})][\text{H}_2(\text{g})^3]} = K_c (\text{RT})^{-2} \end{aligned}$$

$$\text{અથવા } K_p = K_c (\text{RT})^{-2} \quad (7.14)$$

એ જ પ્રમાણે સામાન્ય પ્રક્રિયા

$a\text{A} + b\text{B} \rightleftharpoons c\text{C} + d\text{D}$ માટે

$$\begin{aligned} K_p &= \frac{(p_C^c)(p_D^d)}{(p_A^a)(p_B^b)} \\ &= \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d \cdot [\text{RT}]^{c+d}}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b \cdot [\text{RT}]^{a+b}} \\ &= \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b} (\text{RT})^{(c+d)-(a+b)} \\ &= \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b} (\text{RT})^{\Delta n} = K_c (\text{RT})^{\Delta n} \quad (7.15) \end{aligned}$$

જ્યાં, સંતુલિત રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં

$\Delta n = (\text{વાયુમય નીપજોના મોલની સંખ્યા}) -$

$(\text{વાયુમય પ્રક્રિયકોના મોલની સંખ્યા})$

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 1માંથી જાણીએ છીએ કે,

1 pascal Pa = 1 Nm⁻² અને 1 bar = 10⁵ Pa

કેટલીક પસંદ કરેલી પ્રક્રિયાઓના સંતુલન અચળાંક K_p કોષ્ટક 7.5માં આપેલ છે.

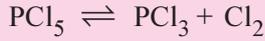
કોષ્ટક 7.5 કેટલીક પસંદ કરેલી પ્રક્રિયાઓ માટે સંતુલન અચળાંક K_p

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

કોયડો 7.3

PCl_5 , PCl_3 અને Cl_2 500 K તાપમાને સંતુલનમાં છે અને તેમની સાંદ્રતા અનુક્રમે 1.59M PCl_3 , 1.59M Cl_2 અને 1.41 M PCl_5 છે.

નીચેની પ્રક્રિયા માટે K_c ગણો.



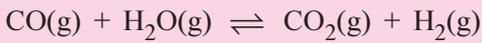
ઉકેલ :

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 સાંદ્રતા ગણો. શરૂઆતમાં માત્ર CO અને H_2O જ હાજર હતાં અને તેમની દરેકની સાંદ્રતા 0.10M હતી.

ઉકેલ :

પ્રક્રિયા

$\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$ માટે પ્રારંભિક સાંદ્રતા

$$0.1 \text{ M} \quad 0.1 \text{ M} \quad 0 \quad 0$$

ધારો કે x મોલ પ્રતિલિટર નીપજ બને છે. આથી સંતુલને

$$(0.1 - x)\text{M} \quad (0.1 - x)\text{M} \quad x\text{M} \quad x\text{M}$$

જ્યાં, x , CO_2 અને H_2 નો સંતુલને જથ્થો છે.

આથી સંતુલન અચળાંક માટે લખી શકીએ,

$$K = \frac{x^2}{(0.1 - x)^2} = 4.24$$

$$x^2 = 4.24 (0.01 + x^2 - 0.2x)$$

$$x^2 = 0.0424 + 4.24x^2 - 0.848x$$

$$3.24x^2 - 0.848x + 0.0424 = 0$$

$$a = 3.24, b = -0.848, c = 0.0424$$

દ્વિઘાત 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 સાંદ્રતાથી વધારે બતાવશે. તેથી તે સ્વીકાર્ય નથી. આથી સંતુલને સાંદ્રતા

$$[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = x = 0.067 \text{ M}$$

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 0.1 - 0.067 = 0.033 \text{ M}$$

કોયડો 7.5

$2\text{NOCl}(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ સંતુલન માટે સંતુલન અચળાંક K_c નું મૂલ્ય 1069 K તાપમાને 3.75×10^{-6} છે. આ તાપમાને પ્રક્રિયા માટે K_p ગણો.

ઉકેલ :

આપણે જાણીએ છીએ કે,

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$$

ઉપરની પ્રક્રિયા માટે,

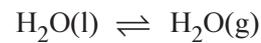
$$\Delta n = (2 + 1) - 2 = 1$$

$$K_p = 3.75 \times 10^{-6} (0.0831 \times 1069)$$

$$K_p = 0.033$$

7.5 વિષમાંગ સંતુલન (Heterogeneous Equilibria)

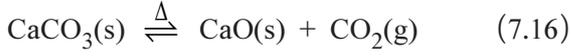
જો પ્રણાલીમાં એક કરતાં વધારે કલા હોય તો તે સંતુલનને વિષમાંગ સંતુલન કહે છે. બંધ પાત્રમાં પ્રવાહી પાણી અને પાણીની બાષ્પ વચ્ચેનું સંતુલન વિષમાંગ સંતુલનનું ઉદાહરણ છે.



આ ઉદાહરણમાં વાયુ કલા છે અને પ્રવાહી કલા પણ છે. એ જ પ્રમાણે ઘન અને સંતૃપ્ત દ્રાવણ વચ્ચે સંતુલન જેમકે, $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s}) + (\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^{-}(\text{aq})$ વિષમાંગ સંતુલન છે.

વિષમાંગ સંતુલન મુખ્યત્વે શુદ્ધ ઘન અને પ્રવાહીનો સમાવેશ કરે છે. આપણે સંતુલન અભિવ્યક્તિને વિષમાંગ સંતુલન જેમાં શુદ્ધ ઘન કે પ્રવાહી સમાવિષ્ટ હોય તેને માટે સરળ બનાવી શકીએ. શુદ્ધ ઘન અને પ્રવાહીની મોલર સાંદ્રતા અચળ (એટલે કે હાજર જથ્થાથી સ્વતંત્ર) હોય છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો જો પદાર્થ 'X' સમાવિષ્ટ થાય છે, તો $[\text{X}(\text{s})]$ અને $[\text{X}(\text{l})]$ નું મૂલ્ય 'X'નો ગમે તેટલો જથ્થો લીધો હોય તો પણ અચળ છે. આની વિરુદ્ધમાં $[\text{X}(\text{g})]$

અને $[X(aq)]$ હોત તો તે બદલાત કારણ કે આપેલ કદમાં જથ્થો 'X' બદલાય છે. આપણે કેલ્શિયમ કાર્બોનેટનું ઉષ્મીય વિઘટન લઈએ. જે એક રસપ્રદ અને અગત્યનું વિષમાંગ રાસાયણિક સંતુલનનું ઉદાહરણ છે.



તત્ત્વયોગમિતિય 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 કેલ્શિયમ કાર્બોનેટના ઉષ્મીય 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 સાંદ્રતા પર્યાયોને mol/Lમાં દાખલ કરીને અને K_p માટે આંશિક દબાણ Pa, kPa, bar અથવા atm માં. મોલારિટી અથવા દબાણ પર આધારિત સંતુલન અચળાંકો એકમોમાં પરિણમે છે જેમાં બન્ને અંશ અને છેદના ઘાતાંક સરખા ન હોય ત્યાં સુધી. નીચેની પ્રક્રિયાઓ માટે,

$\text{H}_2(g) + \text{I}_2(g) \rightleftharpoons 2\text{HI}$, K_c અને K_p ને એકમ નહિ હોય.

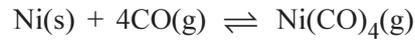
$\text{N}_2\text{O}_4(g) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(g)$, K_c ના એકમ mol/L હશે અને K_p નો એકમ bar હશે.

જો પ્રક્રિયા અને નીચજો 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 bar / 1 bar = 4 જે પરિમાણરહિત સંખ્યા છે. પ્રમાણિત અવસ્થા (c_0) દ્રાવ્ય માટે 1 મોલર દ્રાવણ અને સાંદ્રતા તેના સંદર્ભમાં માપી શકાય. સંતુલન અચળાંક સાંખ્યિક મૂલ્ય પસંદ કરેલી પ્રમાણિત અવસ્થા પર આધાર રાખે છે. આથી આ પ્રણાલીમાં K_p અને K_c પરિમાણરહિત રાશિઓ છે, પરંતુ સાંખ્યિકીય મૂલ્યો જુદા જુદા છે કારણ કે જુદી જુદી પ્રમાણિત અવસ્થામાં છે.

આ દર્શાવે છે કે કોઈ એક તાપમાને CO_2 ની અચળ સાંદ્રતા 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 2.0×10^5 Pa છે. આથી સંતુલન અચળાંક 1100 K તાપમાને ઉપરની પ્રક્રિયા માટે,

$$K_p = p_{\text{CO}_2} = 2.0 \times 10^5 \text{ Pa} / 10^5 \text{ Pa} = 2.00$$

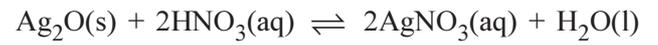
એ જ પ્રમાણે નિકલ, કાર્બન મોનોક્સાઈડ અને નિકલ કાર્બોનિલ વચ્ચેના સંતુલન માટે (નિકલના શુદ્ધીકરણમાં વપરાય છે).



સંતુલન અચળાંક આ પ્રમાણે 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 સાંદ્રતા અથવા દબાણ સંતુલન અચળાંકની અભિવ્યક્તિમાં દર્શાવાતા (appear) નથી. પ્રક્રિયા,



$$K_c = \frac{[\text{AgNO}_3]^2}{[\text{HNO}_3]^2}$$

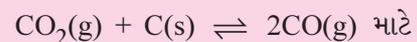
કોયડો 7.6

$\text{CO}_2(g) + \text{C}(s) \rightleftharpoons 2\text{CO}(g)$ પ્રક્રિયા માટે K_p નું મૂલ્ય 1000 K તાપમાને 3.0 છે. જો પ્રારંભિક(શરૂઆત)માં $p_{\text{CO}_2} = 0.48$ bar અને $p_{\text{CO}} = 0$ 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

સાંદ્રતા

સંતુલને (0.48 - x)

2x bar

$$K_p = \frac{p_{\text{CO}}^2}{p_{\text{CO}_2}}$$

$$K_p = (2x^2) / (0.48 - x) = 3$$

$$4x^2 = 3(0.48 - x)$$

$$4x^2 = 1.44 - 3x$$

$$4x^2 + 3x - 1.44 = 0$$

$$a = 4, b = 3, c = -1.44$$

$$x = \frac{(-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac})}{2a}$$

$$= [-3 \pm \sqrt{(3)^2 - 4(4)(-1.44)}] / 2 \times 4$$

$$= (-3 \pm 5.66) / 8$$

$= (-3 + 5.66) / 8$ (કારણ કે x નું મૂલ્ય ઋણ ન હોઈ શકે તેથી તે મૂલ્યને નગણ્ય ગણી શકીએ (રદ કરી શકીએ).

$$x = 2.66 / 8 = 0.33$$

સંતુલન આંશિક દબાણ 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 :

1. સંતુલન અચળાંકની અભિવ્યક્તિ ત્યારે જ લાગુ પાડી શકાય, જ્યારે પ્રક્રિયકો અને નીપજોએ સંતુલન અવસ્થાએ અચળ મૂલ્યો પ્રાપ્ત કર્યા હોય.
2. સંતુલન અચળાંકનું મૂલ્ય પ્રક્રિયકો અને નીપજોની પ્રારંભિક સાંદ્રતાથી સ્વતંત્ર હોય છે.
3. 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.
4. 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 પ્રાક્કથન કરવા.
- પ્રક્રિયાની દિશાનું પ્રાક્કથન કરવા.
- સંતુલન સાંદ્રતા ગણવા માટે.

7.6.1 પ્રક્રિયાના પ્રમાણ (extent) માટેનું પ્રાક્કથન (Predicting the Extent of a Reaction)

પ્રક્રિયા માટેના સંતુલન અચળાંકનું સાંખ્યિકીય 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 દર્શાવાતી નીપજોની સાંદ્રતાના સમપ્રમાણમાં અને છેદમાં દર્શાવાતા પ્રક્રિયકોની સાંદ્રતાના વ્યસ્ત પ્રમાણમાં હોય છે. આ સૂચવે છે કે K ના ઊંચા મૂલ્યો નીપજોની વધુ સાંદ્રતા અને એનાથી ઊલટું (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 ધપે 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) H_2O નું H_2 અને O_2 માં વિઘટનનો સંતુલન અચળાંક $500K$ તાપમાને ઘણો નાનો હોય છે, $K_c = 4.1 \times 10^{-48}$

(b) $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$,
 $298 K$ તાપમાને $K_c = 4.8 \times 10^{-31}$

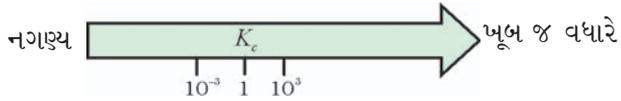
• જો K_c , 10^{-3} થી 10^3 ના ગાળામાં હોય તો પ્રક્રિયકો અને નીપજોની ગણનાપાત્ર સાંદ્રતાઓ હાજર હોય છે. નીચેની પ્રક્રિયાઓ ધ્યાનમાં લો.

(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 ક્લામાં વિઘટન જે બીજી પ્રક્રિયા છે, તેનો $K_c = 4.64 \times 10^{-3}$ $25^\circ C$ તાપમાને છે જે ઘણો ઓછો પણ નથી અને ઘણો વધારે પણ નથી. આથી સંતુલન મિશ્રણમાં બન્ને N_2O_4 અને NO_2 ની ગણનાપાત્ર સાંદ્રતા હશે.

આ સામાન્યીકરણને આકૃતિ 7.6માં દર્શાવી શકીએ.



પ્રક્રિયા ભાગ્યે સંતુલને પ્રક્રિયકો અને 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 કઈ દિશામાં આગળ વધશે તેનું પ્રાક્કથન કરવામાં મદદ કરે છે. આ હેતુ માટે આપણે પ્રક્રિયા ભાગફળ (quotient) Q ગણીશું. પ્રક્રિયા ભાગફળ Q (Q_c મોલર સાંદ્રતા અને Q_p આંશિક દબાણ)ને K_c ને વ્યાખ્યાયિત કરેલી તે જ રીતે વ્યાખ્યાયિત કરી શકાય. સિવાય કે Q_c માં સાંદ્રતા સંતુલન સાંદ્રતા હોવી જરૂરી નથી. સામાન્ય પ્રક્રિયા



$$Q_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \quad (7.20)$$

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 ધ્યાનમાં લો.

$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$; $700 K$ તાપમાને $K_c = 57.0$

ધારો કે આપણી પાસે મોલર સાંદ્રતાઓ

$[H_2]_t = 0.10M$, $[I_2]_t = 0.20M$ અને $[HI]_t = 0.40M$.

(સાંદ્રતા પરનો પાદાંક t નો અર્થ થાય છે કે સાંદ્રતા કોઈ અડસટ્ટે નક્કી કરેલા સમયે નક્કી કરેલ છે, નહિ કે સંતુલન સમયે.)

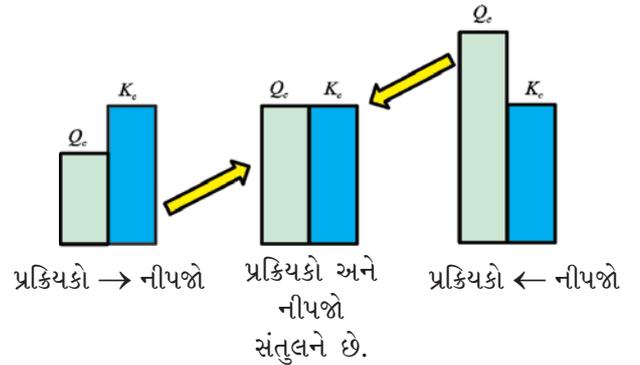
આમ, પ્રક્રિયા ભાગફળ Q_c આ તબક્કે પ્રક્રિયા માટે આપી શકાય કે,

$$Q_c = \frac{[HI]_t^2}{[H_2]_t [I_2]_t} = \frac{(0.40)^2}{(0.10) \times (0.20)} = 8.0$$

આ કિસ્સામાં Q_c , K_c (57.0)ની બરાબર નથી. આથી મિશ્રણ $H_2(g)$, $I_2(g)$ અને $HI(g)$ સંતુલનમાં નથી. એટલે કે $H_2(g)$ અને $I_2(g)$ પ્રક્રિયા કરીને વધુ $HI(g)$ બનાવવાની જરૂર પડશે અને તેમની સાંદ્રતા 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

$2A \rightleftharpoons B + C$ પ્રક્રિયા માટે K_c નું મૂલ્ય 2×10^{-3} છે. આપેલ સમયે પ્રક્રિયા મિશ્રણનું સંઘટન $[A] = [B] = [C] = 3 \times 10^{-4} M$ છે. કઈ દિશામાં પ્રક્રિયા આગળ વધશે ?

ઉકેલ :

પ્રક્રિયા માટે પ્રક્રિયા ભાગફળ Q_c નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય.

$$Q_c = [B][C] / [A]^2$$

$[A] = [B] = [C] = 3 \times 10^{-4} M$ છે. આથી,

$$Q_c = (3 \times 10^{-4})(3 \times 10^{-4}) / (3 \times 10^{-4})^2 = 1$$

$Q_c > K_c$ મળે છે તેથી પ્રક્રિયા પ્રતિગામી દિશામાં આગળ વધશે.

7.6.3 સંતુલન સાંદ્રતા ગણવી (Calculating Equilibrium Concentration)

કોયડાની બાબતમાં આપણે પ્રારંભિક સાંદ્રતા જાણતા હોઈએ અને કોઈ પણ સંતુલન સાંદ્રતા જાણતા ન હોઈએ તો, નીચેના ત્રણ તબક્કાને અનુસરવું જોઈએ :

તબક્કો 1 : પ્રક્રિયા માટે સમતોલિત સમીકરણ લખો.

તબક્કો 2 : સમતોલિત સમીકરણની નીચે એક કોષ્ટક બનાવો. જેમાં પ્રક્રિયામાં ભાગ લેતાં દરેક પદાર્થની યાદી હોય અને દરેક પદાર્થ માટે,

- પ્રારંભિક (શરૂઆતની) સાંદ્રતા
- સંતુલન અવસ્થાએ જતાં સાંદ્રતામાં થતો ફેરફાર
- સંતુલન સાંદ્રતા

આ કોષ્ટકની રચનામાં x ને વ્યાખ્યાયિત કરો. જે પ્રક્રિયામાં ભાગ લેતાં તેની સંતુલન તરફ જતાં પદાર્થની સાંદ્રતા (mol/L) છે. પછી તત્ત્વયોગમિતિનો ઉપયોગ કરીને બીજા પદાર્થોની સાંદ્રતા x પર્યાયના સંદર્ભમાં નક્કી કરો.

તબક્કો 3 : પ્રક્રિયા માટે સંતુલન સમીકરણમાં સંતુલન સાંદ્રતાના મૂલ્યો મૂકો અને x નો ઉકેલ શોધો. જો તમારે દ્વિઘાત સમીકરણના ઉકેલ મેળવવાનો હોય તો ગાણિતીય ઉકેલ શોધો અને તેમાંથી રાસાયણિક અર્થ થતો હોય તે ઉકેલને પસંદ કરો.

તબક્કો 4 : x ના ગણતરી કરેલા મૂલ્યો પરથી સંતુલન સાંદ્રતા ગણો.

તબક્કો 5 : સંતુલન સમીકરણમાં તેમને મૂકીને તમારું પરિણામ ચકાસી જુઓ.

કોયડો 7.8

13.8g N_2O_4 1L કદના પ્રક્રિયા પાત્રમાં 400K તાપમાને લેવામાં આવ્યો અને સંતુલન પ્રાપ્ત થવા દીધું.



સંતુલને કુલ દબાણ 9.15 bar હતું. K_c , K_p અને સંતુલને આંશિક દબાણ ગણો.

ઉકેલ :

આપણે જાણીએ છીએ કે $pV = nRT$

કુલ કદ (V) = 1 L

N_2O_4 નું આણ્વીય દળ = 92 g

વાયુના મોલની સંખ્યા (n) = 13.8g/92 g = 0.15

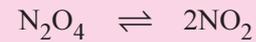
વાયુ અચળાંક (R) = 0.083 bar L mol⁻¹K⁻¹

તાપમાન (T) = 400 K

$pV = nRT$

$p \times 1L = 0.15 \text{ mol} \times 0.083 \text{ bar L mol}^{-1}\text{K}^{-1} \times 400 \text{ K}$

$p = 4.98 \text{ bar}$



પ્રારંભિક 4.98 bar 0

દબાણ

સંતુલને દબાણ (4.98 - x) bar 2x bar

આથી, સંતુલને

$$p_{\text{total}} = p_{N_2O_4} + p_{NO_2}$$

$$9.15 = (4.98 - x) + 2x$$

$$9.15 = 4.98 + x$$

$$x = 9.15 - 4.98 = 4.17 \text{ bar}$$

સંતુલને આંશિક દબાણ,

$$p_{N_2O_4} = 4.98 - 4.17 = 0.81 \text{ bar}$$

$$p_{NO_2} = 2x = 2 \times 4.17 = 8.34 \text{ bar}$$

$$K_p = \frac{(p_{NO_2})^2}{p_{N_2O_4}} = \frac{(8.34)^2}{0.81} = 85.87$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$$

$$85.87 = K_c(0.083 \times 400)^1$$

$$K_c = 2.586 = 2.6$$

કોયડો 7.9

3.00 mol PCl_5 ને 1L કદના બંધ પાત્રમાં 380 K તાપમાને લેવામાં આવ્યો અને સંતુલન પ્રાપ્ત થવા દીધું. સંતુલને મિશ્રણનું સંઘટન નક્કી કરો. $K_c = 1.80$

ઉકેલ :



પ્રારંભિક સાંદ્રતા : 3.0 0 0

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 ઉષ્માગતિશાસ્ત્ર સાથે સીધું જ સંબંધિત છે અને ખાસ કરીને ગીબ્સ ઊર્જામાં ફેરફાર ΔG સાથે. જો,

- ΔG ઋણ હોય તો પ્રક્રિયા સ્વયંસ્ફુરિત છે અને તે પુરોગામી દિશામાં આગળ વધશે.
- ΔG ધન હોય તો પ્રક્રિયા બિનસ્વયંસ્ફુરિત ગણાય છે. તેના બદલે પ્રતિગામી પ્રક્રિયાનો ΔG ઋણ થશે અને પુરોગામી પ્રક્રિયાની નીપજ પ્રક્રિયકમાં ફેરવાશે.
- જો ΔG શૂન્ય હશે તો પ્રક્રિયાએ તે તબક્કે સંતુલન પ્રાપ્ત કરી લીધેલું હશે અને પ્રક્રિયાને ધકેલવા માટે કોઈ મુક્ત ઊર્જા બચી હશે નહિ.

સંતુલનની દૃષ્ટિએ આ ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનું 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 ત્યારે સમીકરણ 7.21 નીચે પ્રમાણે થશે :

$$\Delta G = \Delta G^\ominus + RT \ln K = 0$$

$$\Delta G^\ominus = -RT \ln K \quad (7.22)$$

$$\ln K = -\Delta G^\ominus / RT$$

બન્ને બાજુનો પ્રતિઘાતાંક લેતાં,

$$K = e^{-\Delta G^\ominus / RT} \quad (7.23)$$

આથી સમીકરણ(7.23)નો ઉપયોગ કરીને પ્રક્રિયાની સ્વયંસ્ફુરિતાને 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 સ્વયંસ્ફુરિત છે અથવા પ્રક્રિયા પુરોગામી દિશામાં આગળ વધશે અને નીપજો વિશેષ હશે.
- જો $\Delta G^\ominus > 0$, તો $-\Delta G^\ominus/RT$ ઋણ થશે અને $e^{-\Delta G^\ominus/RT} < 1$ એટલે કે $K < 1$ જે સૂચવે છે કે પ્રક્રિયા બિનસ્વયંસ્ફુરિત હશે અથવા પ્રક્રિયા પુરોગામી દિશામાં એટલા ધીમા પ્રમાણમાં આગળ વધશે કે નીપજોનું ઘણું ઓછું પ્રમાણ (જથ્થો) મળશે.

કોયડો 7.10

ગ્લાયકોલીસીસમાં ગ્લુકોઝના ફોસ્ફોરાઇલેશન માટે ΔG^\ominus નું મૂલ્ય 13.8 kJ/mol છે. 298 K તાપમાને K_c નું મૂલ્ય શોધો.

ઉકેલ :

$$\Delta G^\ominus = 13.8 \text{ kJ/mol} = 13.8 \times 10^3 \text{ J/mol}$$

$$\text{વળી, } \Delta G^\ominus = -RT \ln K_c$$

$$\text{તેથી } \ln K_c = \frac{-13.8 \times 10^3 \text{ J/mol}}{(8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 298 \text{ K})}$$

$$\ln K_c = -5.569$$

$$K_c = e^{-5.569}$$

$$K_c = 3.81 \times 10^{-3}$$

કોયડો 7.11

સુક્રોઝનું 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 સંશ્લેષણનું 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 ગોઠવવી 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 મિલિયન ટન છે, જે ખાતરો માટે પ્રાથમિક રીતે જરૂરી છે.

સંતુલન અચળાંક K_c પ્રારંભિક સાંદ્રતાથી સ્વતંત્ર હોય છે, પરંતુ જો પ્રણાલી સંતુલનમાં હોય અને તેમાં પ્રક્રિયા કરતાં પદાર્થની સાંદ્રતામાં 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 કયો 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 સાંદ્રતા 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 પ્રાકૃકથન કરે છે કે,

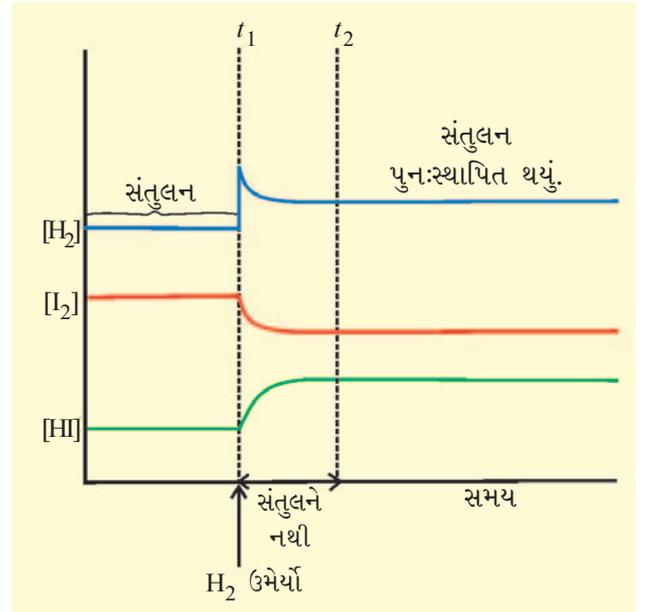
- ઉમેરેલા પ્રક્રિયક/નીપજની સાંદ્રતા, તાણ (stress)માંથી એવી રીતે મુક્ત કરવામાં આવે છે જેથી કુલ પ્રક્રિયા ઉમેરેલા પદાર્થનો વપરાશ થાય તે દિશામાં આગળ વધશે.
- દૂર કરેલા પ્રક્રિયક/નીપજની સાંદ્રતા તાણમાંથી એવી રીતે મુક્ત થાય છે કે જેથી ચોખ્ખી પ્રક્રિયા દૂર કરવામાં આવેલા પદાર્થને પરિપૂર્ણ કરે છે અથવા બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો,

‘જ્યારે સંતુલનમાં રહેલી પ્રક્રિયામાં કોઈપણ પ્રક્રિયક કે નીપજની સાંદ્રતામાં ફેરફાર કરવામાં આવે તો પ્રક્રિયા મિશ્રણનું સંઘટન એવી રીતે બદલાશે કે સાંદ્રતા 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 સાંદ્રતા 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 સાંદ્રતામાં ફેરફાર માટે H_2 ના ઉમેરણની અસર

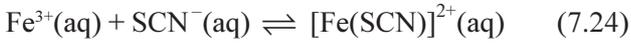
આ જ મુદ્દો પ્રક્રિયા ભાગફળ Q_c ના પર્યાયમાં પણ સમજાવી શકાય :

$$Q_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

સંતુલને હાઈડ્રોજન 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 CaOના (જે અગત્યનો બાંધકામ માટેનો પદાર્થ છે) $CaCO_3$ માંથી મોટા પાયા પરના ઉત્પાદનમાં CO_2 ને સતત દૂર કરવામાં આવે છે. જેથી કરીને ભઠ્ઠામાંની 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.

સાંદ્રતાની અસર : પ્રયોગ :

આ નીચેની પ્રક્રિયાથી નિર્દેશિત કરી શકાય :



પીળો રંગવિહીન ઘેરો લાલ

$$K_c = \frac{[Fe(SCN)(aq)]^{2+}}{[Fe^{3+}(aq)][SCN^{-}(aq)]} \quad (7.25)$$

0.002 M પોટેશિયમ થાયોસાયનેટના બે ટીપાં 1 mL 0.2 M આયર્ન (III) નાઈટ્રેટના દ્રાવણમાં ઉમેરવામાં આવે તો લાલાશ પડતો રંગ દેખાય છે. જે $[Fe(SCN)]^{2+}$ ના સર્જનને કારણે 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 ઓક્સેલિક એસિડ ($H_2C_2O_4$), Fe^{3+} આયન સાથે પ્રક્રિયા કરે છે અને સ્થાયી સંકીર્ણ આયન $[Fe(C_2O_4)_3]^{3-}$ બને છે. આમ, મુક્ત $Fe^{3+}(aq)$ આયનની સાંદ્રતા ઘટે છે. લ શેટેલિયરના સિદ્ધાંત પ્રમાણે દૂર થયેલા Fe^{3+} ની સાંદ્રતા તાણને $[Fe(SCN)]^{2+}$ ના વિયોજનથી મળતાં Fe^{3+} આયન વડે મુક્ત કરે છે.

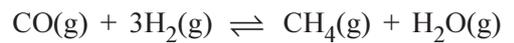
$[Fe(SCN)]^{2+}$ ની સાંદ્રતા ઘટે છે અને તેથી રંગની તીવ્રતા ઘટે છે.

જલીય $HgCl_2$ ઉમેરવાથી પણ લાલ રંગની તીવ્રતા ઘટે છે. કારણ કે Hg^{2+} આયન SCN^{-} આયન સાથે પ્રક્રિયા કરે છે અને સ્થાયી સંકીર્ણ $[Hg(SCN)_4]^{2-}$ બનાવે છે. મુક્ત $SCN^{-}(aq)$ ને દૂર કરતાં સમીકરણ (7.24)માંનું સંતુલન જમણીથી ડાબી તરફ ખસે છે. જેથી, SCN^{-} આયન પરિપૂર્ણ થાય છે. બીજી બાજુ પોટેશિયમ થાયોસાયનેટ ઉમેરવાથી દ્રાવણના 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 પ્રક્રિયકોના 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 વિષમભાગ સંતુલનને લાગુ પાડતાં ઘન અને પ્રવાહી પર દબાણ ફેરફારની અસર નગણ્ય હોય છે. કારણ કે દ્રાવણ/પ્રવાહીના કદ (અને સાંદ્રતા) દબાણની અસરથી લગભગ સ્વતંત્ર છે.

નીચેની પ્રક્રિયા ધ્યાનમાં લઈએ :



અહીંયા 4 મોલ વાયુમય પ્રક્રિયકો ($CO + 3H_2$), 2 મોલ નીપજો ($CH_4 + H_2O$)માં ફેરવાય છે. ધારો કે (ઉપરની પ્રક્રિયા માટે) સંતુલન મિશ્રણને અચળ તાપમાને નળાકારમાં ફીટ કરેલ પિસ્ટન વડે સંકોચીને તેનું કદ મૂળ કદ કરતાં અડધું કરીએ તો કુલ દબાણ બમણું થઈ જશે. (સમીકરણ $pV =$ અચળાંક). આથી પ્રક્રિયકો અને નીપજોના આંશિક દબાણો અને તેથી જ તેમની સાંદ્રતામાં ફેરફાર થાય છે, પરિણામે મિશ્રણ સંતુલનમાં રહેતું નથી. લ-શેટેલિયરનો સિદ્ધાંત લાગુ પાડીને કઈ દિશામાં પ્રક્રિયા પરિણમીને ફરીથી સંતુલનનું પુનઃસ્થાપન 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. ધારો કે મિથેનેશન પ્રક્રિયામાં સંતુલને $[CO]$, $[H_2]$, $[CH_4]$ અને $[H_2O]$ મોલર સાંદ્રતા છે, જ્યારે પ્રક્રિયા મિશ્રણનું કદ અડધું કરવામાં આવે છે ત્યારે આંશિક દબાણ અને સાંદ્રતા બમણા થશે. આપણે દરેક સંતુલન સાંદ્રતાને તેના બમણા 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 જાય છે, કારણ કે વાયુના મોલની સંખ્યા પુરોગામી પ્રક્રિયામાં વધે છે.

7.8.3 નિષ્ક્રિય વાયુના ઉમેરાની અસર (Effect of Inert Gas Addition)

જો કદ અચળ રાખવામાં આવે અને નિષ્ક્રિય વાયુ જેવાં કે આર્ગોન ઉમેરવામાં આવે તો પ્રક્રિયામાં ભાગ લેતા નથી અને સંતુલન બલેલરહિત રહે છે. આનું કારણ એ છે કે અચળ કદે નિષ્ક્રિય વાયુનો ઉમેરો પ્રક્રિયામાં ભાગ લેતાં પદાર્થનું આંશિક દબાણ અથવા મોલર સાંદ્રતા બદલાતા નથી. જો ઉમેરેલ નિષ્ક્રિય વાયુ પ્રક્રિયામાં સંકળાયેલ પ્રક્રિયક અથવા નીપજ હોય તો પ્રક્રિયા ભાગફળ બદલાય છે.

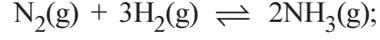
7.8.4 તાપમાન ફેરફારની અસર (Effect of Temperature Change)

જ્યારે પણ સંતુલનને સાંદ્રતા, દબાણ અથવા કદમાં ફેરફાર કરી બલેલ પહોંચાડવામાં આવે છે ત્યારે સંતુલન મિશ્રણની સાંદ્રતા 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 સંજ્ઞા (નિશાની) પર રહે છે.

- ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયા (ઋણ ΔH)માં સંતુલન અચળાંક તાપમાનના વધારા સાથે ઘટે છે.
- ઉષ્માશોષક પ્રક્રિયા (ધન ΔH)માં સંતુલન અચળાંક તાપમાનના વધારા સાથે વધે છે.

તાપમાનમાં ફેરફાર સંતુલન અચળાંક અને પ્રક્રિયા દરને અસર કરે છે. એમોનિયાનું ઉત્પાદન નીચેની પ્રક્રિયા પ્રમાણે ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રમ છે.

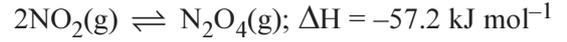


$$\Delta H = -92.38 \text{ kJ mol}^{-1}$$

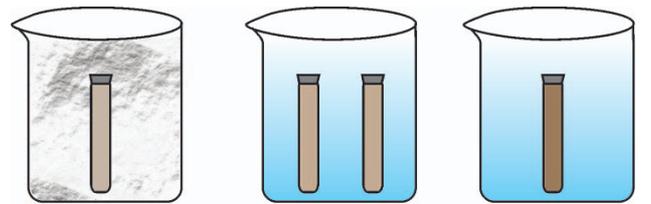
લ-શેટેલિયરના સિદ્ધાંત પ્રમાણે તાપમાનનો વધારો એમોનિયાના સંતુલનને ડાબી બાજુ ખસેડે છે. બીજા શબ્દોમાં કહીએ તો નીચું તાપમાન એમોનિયાની વધુ પ્રમાણમાં નીપજ માટે સાનુકૂળ છે, પરંતુ પ્રાયોગિક દૃષ્ટિએ ઘણું નીચું તાપમાન પ્રક્રિયાનો દર ઘટાડે છે. આથી ઉદ્દીપક વપરાય છે.

તાપમાનની અસર : પ્રયોગ

સંતુલન પર તાપમાનની અસરનું નિદર્શન આપણે NO_2 વાયુ (કથ્થાઈ રંગ) લઈને જેનું દ્વિતીયકરણ (દ્વિઅણુ 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 ક્સનળીમાં (ખાતરી કરીને કે દરેક ક્સનળીમાં વાયુના રંગની તીવ્રતા સરખી છે) લઈને બૂચને એરેલડાઈટ લગાડીને સીલ કરી દો. ત્રણ 250 mL કદના બીકર 1, 2 અને 3માં ઠારણ મિશ્રણ, ઓરડાના તાપમાને પાણી અને ગરમ પાણી (363K) અનુક્રમે લેવામાં આવે છે (આકૃતિ 7.9). બન્ને ક્સનળીઓને બીકર 2માં 8-10 મિનિટ રાખી મૂકો. પછી એકને બીકર 1માં મૂકો અને બીજાને 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 ઉષ્માક્ષેપક છે અને આથી N_2O_4 ની રચના



270 K તાપમાને ઠારણ મિશ્રણથી ભરેલ બીકર

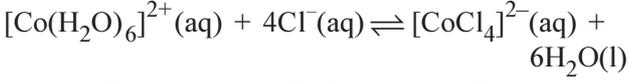
ઓરડાના તાપમાને પાણી 298 K

પાણી 363 K તાપમાને

આકૃતિ 7.9 $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$ પ્રક્રિયા માટે તાપમાનની સંતુલન પર અસર

થવાથી NO₂ને કારણે જણાતા કથ્થાઈ રંગની તીવ્રતા ઘટે છે. જ્યારે બીકર 3માં ઊંચું તાપમાન પ્રતિવર્તી પ્રક્રિયાની તરફેણ કરે છે જે NO₂ની બનાવટ છે. આથી કથ્થાઈ રંગની તીવ્રતા વધે છે.

તાપમાનની અસર ઉષ્માશોષક પ્રક્રિયા પર જોઈ શકાય.



ગુલાબી રંગવિહીન વાદળી

ઓરડાના તાપમાને સંતુલન મિશ્રણ વાદળી છે જે [CoCl₄]²⁻ને લીધે છે. જ્યારે તેને ઠારણ મિશ્રણમાં ઠંડું પાડવામાં આવે છે ત્યારે મિશ્રણનો રંગ ગુલાબી બને છે જે [Co(H₂O)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 સંક્રાંતિ 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 ડાયનાઈટ્રોજન અને ડાયહાઈડ્રોજન વાયુમાંથી એમોનિયા વાયુની બનાવટની પ્રક્રિયા લઈએ જે ઉષ્માક્ષેપક પ્રક્રિયા છે અને પ્રક્રિયકના 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 ફ્રિટ્ઝ હેબરે (Fritz Haber) શોધ્યું છે કે આયર્ન ધરાવતો ઉદ્દીપક એ તાપમાને સંતોષકારક દરે પ્રક્રિયાને ઉદ્દીપિત કરે છે, ત્યારે જે તાપમાને એમોનિયાની સંતુલને સાંદ્રતા વાજબી રીતે તરફેણવાળી હોય છે. પ્રક્રિયામાં પરિણમતી નીપજના મોલ પ્રક્રિયકના મોલ કરતાં ઓછા છે અને તેથી દબાણના વધારાથી NH₃ની ઊપજ વધારી શકાય.

NH₃ના સંશ્લેષણમાં ઉદ્દીપકના ઉપયોગ સાથે તાપમાનના અને દબાણની અનુકૂળતમ પરિસ્થિતિ 500 °C અને 200 atmની આસપાસ હોય છે.

એ જ પ્રમાણે, સંપર્ક પદ્ધતિથી સલ્ફ્યુરિક એસિડનું ઉત્પાદન નીચેની પ્રક્રિયાથી થઈ શકે છે. તેમાં,

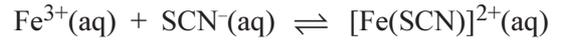


Kનું મૂલ્ય પ્રક્રિયા પૂર્ણ થવા તરફનું સૂચન કરે છે, પરંતુ પ્રાયોગિક દૃષ્ટિએ SO₂ નું SO₃ માં ઓક્સિડેશન ઘણી ધીમી પ્રક્રિયા છે. આથી પ્લેટિનમ અથવા ડાયવેનેડિયમ પેન્ટા-ઓક્સાઈડ (V₂O₅) ઉદ્દીપક તરીકે પ્રક્રિયાનો દર વધારવા માટે વપરાય છે.

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 સાંદ્રતાની અસરની ચર્ચા દરમિયાન સંજોગવશાત્ તમે આયનોનો સમાવેશ કરતી પ્રક્રિયાનો અભ્યાસ કર્યો.



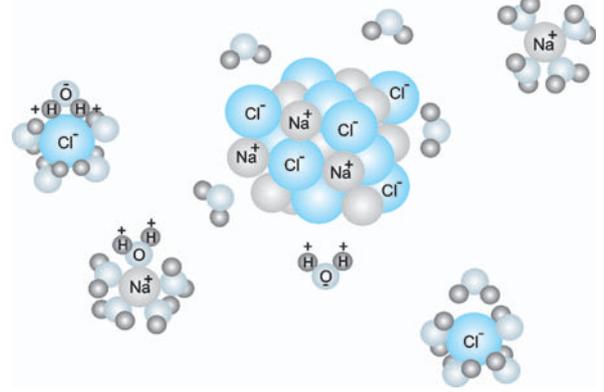
ઘણા બધા સંતુલનો છે કે જેમાં માત્ર આયનોનો સમાવેશ થાય છે. નીચેના વિભાગમાં આપણે આયનોના સમાવેશનો અભ્યાસ કરીશું. આપણે જાણીએ છીએ કે ખાંડનું દ્રાવણ વિદ્યુતનું વહન કરતું નથી, જ્યારે સામાન્ય ક્ષાર (સોડિયમ ક્લોરાઈડ) પાણીમાં ઉમેરવામાં આવે છે ત્યારે તે વિદ્યુતનું વહન કરે છે. સામાન્ય ક્ષારની સાંદ્રતાના વધારા સાથે વિદ્યુતનું વહન પણ વધે છે. માઈકલ ફેરડેએ પદાર્થોને તેમની વિદ્યુત વહન કરવાની ક્ષમતા પ્રમાણે બે વિભાગમાં વહેંચી દીધા. એક વિભાગ જેમાં પદાર્થો તેમના જલીય દ્રાવણમાં વિદ્યુત વહન કરે છે. જેને તેમણે વિદ્યુતવિભાજ્ય કહ્યા જ્યારે બીજા જે વિદ્યુતનું વહન કરતા નથી તેમને વિદ્યુત અવિભાજ્ય તરીકે ઓળખાવ્યા. ફેરડેએ આગળ ઉપર વિદ્યુતવિભાજ્યોને પ્રબળ અને નિર્બળ વિદ્યુતવિભાજ્યો તરીકે વર્ગીકૃત કર્યા. પ્રબળ વિદ્યુતવિભાજ્યો પાણીમાં ઓગળતાં સંપૂર્ણપણે આયનીકરણ પામે છે, જ્યારે નિર્બળ વિદ્યુતવિભાજ્યો અંશતઃ વિયોજિત થાય છે. ઉદાહરણ તરીકે સોડિયમ ક્લોરાઈડનું જલીય દ્રાવણ લગભગ સંપૂર્ણપણે સોડિયમ આયન અને ક્લોરાઈડ આયનનું હોય છે, જ્યારે એસિટિક એસિડ મુખ્યત્વે અવિયોજિત એસિટિક એસિડ અણુઓ અને થોડાક એસિટેટ આયન અને હાઈડ્રોનિયમ આયન ધરાવે છે. આનું કારણ એ છે કે સોડિયમ ક્લોરાઈડની બાબતમાં લગભગ 100 % આયનીકરણ થાય છે, જ્યારે એસિટિક એસિડ 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 જલીય દ્રાવણમાંના આયનોનો સમાવેશ થાય છે તેને **આયનીય સંતુલન** કહે છે. એસિડ, બેઈઝ અને ક્ષાર વિદ્યુતવિભાજ્યોના વિભાગમાં આવે છે અને તે પ્રબળ કે નિર્બળ વિદ્યુતવિભાજ્ય તરીકે વર્તે છે.

7.10 એસિડ, બેઈઝ અને ક્ષાર (Acids, Bases and Salts)

એસિડ, બેઈઝ અને ક્ષાર કુદરતમાં વિશાળ પ્રાપ્તિસ્થાન ધરાવે છે. હાઈડ્રોક્લોરિક એસિડ જે પાચક રસ તરીકે આપણા જઠર(હોજરી)માંથી સ્રાવ થાય છે જે નોંધપાત્ર પ્રમાણમાં એટલે કે 1.2-1.5 L/દિવસ છે અને તે પાચનક્રિયા માટે આવશ્યક છે. એસિટિક એસિડ સરકો(વિનેગર)માં મુખ્ય ઘટક તરીકે જાણીતો છે. લીંબુ અને નારંગીના જ્યુસમાં સાઈટ્રિક એસિડ અને એસ્કોબિક એસિડ હોય છે. આંબલીમાં ટાર્ટરિક એસિડ હોય છે. મોટા ભાગના એસિડ સ્વાદમાં ખાટા હોય છે, તેથી શબ્દ ‘એસિડ’ (acid) લેટિન શબ્દ એસિડસ(acidus)માંથી ઉતરી આવ્યો છે. એસિડ ભૂરા (વાદળી) લિટમસ પત્રને લાલમાં ફેરવે છે અને કેટલીક ધાતુઓ સાથેની પ્રક્રિયામાં ડાયહાઈડ્રોજન મુક્ત કરે છે. એ જ પ્રમાણે બેઈઝ લાલ લિટમસ પત્રને વાદળી (ભૂરા) કરે છે. સ્વાદમાં કડવા હોય છે અને સ્પર્શ ચીકણા લાગે છે. બેઈઝનું સામાન્ય ઉદાહરણ ધોવાનો સોડા છે. જે ધોવાના કામોમાં વપરાય છે. જો એસિડ અને બેઈઝને તેમના યોગ્ય પ્રમાણમાં ભેગા કરવામાં આવે તો એકબીજા સાથે પ્રક્રિયા કરીને ક્ષાર આપે છે. કેટલાક જાણીતા ક્ષારના ઉદાહરણ છે - સોડિયમ ક્લોરાઈડ, બેરિયમ સલ્ફેટ, સોડિયમ નાઈટ્રેટ. સોડિયમ ક્લોરાઈડ (સામાન્ય ક્ષાર) આપણા ખોરાકનો અગત્યનો ઘટક છે અને તે હાઈડ્રોક્લોરિક એસિડ અને

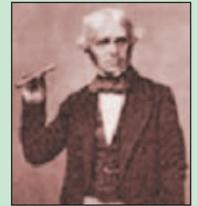
સોડિયમ હાઈડ્રોક્સાઈડ વચ્ચેની પ્રક્રિયાથી બને છે તે ઘન અવસ્થામાં ધનભારવાળા સોડિયમ આયન અને ઋણભારવાળા ક્લોરાઈડ આયનોના ઝૂમખાં તરીકે હોય છે. જેમને આકૃતિ 7.10માં દર્શાવ્યા પ્રમાણેના એકબીજાથી વિરુદ્ધ ભારવાળી સ્પીસિઝની પારસ્પરિક ક્રિયાને કારણે ખૂબ જ જકડાયેલા રહે છે. બન્ને (વિરુદ્ધ) ભાર વચ્ચેના સ્થિરવિદ્યુતીય બળો માધ્યમના ડાયઇલેક્ટ્રિક (પરાવૈદ્યુત) અચળાંકના વ્યસ્ત પ્રમાણમાં હોય છે.



આકૃતિ 7.10 સોડિયમ ક્લોરાઈડનું પાણીમાં વિલયન, Na^+ અને Cl^- આયનો ધ્રુવીય પાણીના અણુઓ સાથે જલીયકરણથી સ્થાયી થયા છે.

પાણી, સાર્વત્રિક દ્રાવક છે અને 80 જેટલો ઊંચો ડાયઇલેક્ટ્રિક અચળાંક ધરાવે છે. આમ, સોડિયમ ક્લોરાઈડ પાણીમાં ઓગાળીએ ત્યારે સ્થિરવિદ્યુતીય પારસ્પરિક આકર્ષણો 80ના ગુણાંકમાં ઘટે છે અને આયનોને દ્રાવણમાં મુક્ત રીતે ફરવાની સગવડ કરી આપે છે. વળી તેઓ સારા પ્રમાણમાં એકબીજાથી અલગ હોય છે તેનું કારણ પાણીના અણુ સાથેનું જલીયકરણ છે.

ફેરાડેનો જન્મ લંડનની નજીક મર્યાદિત સગવડોવાળા એક કુટુંબમાં થયો હતો. 14 વર્ષની ઉંમરે તેમણે એક બુક બાઈન્ડરને ત્યાં ઓપ્રેન્ટિસ 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. ફેરાડે 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 લેબોરેટરીઝના નિયામક અને 1833માં તેઓ પ્રથમ ફુલેરિયન પ્રોફેસર ઓફ કેમિસ્ટ્રી બન્યા. ફેરાડેનું પ્રથમ અગત્યનું કાર્ય વૈશ્લેષિક રસાયણ 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. ફેરાડે એક સજ્જન અને માયાળુ હૃદયના માનવી હતા. તેમણે બધા જ સન્માનોને ફગાવી દીધા અને વૈજ્ઞાનિક વાદવિવાદોને ટાળ્યા. તેમણે એકલાએ જ કાર્ય કરવાનું પસંદ કર્યું. અને કોઈ મદદનીશ કદી રાખ્યા નહિ. એમણે વિજ્ઞાનનો પ્રસાર અનેક રીતે કર્યો. જેમાં શુક્રવારની સાંજના વ્યાખ્યાનો(પ્રવચનો)નો સમાવેશ થાય છે. આની શરૂઆત તેમણે રોયલ ઇન્સ્ટિટ્યુટશનથી જ કરેલી. તે તેમના નાતાલ વ્યાખ્યાન ‘Chemical History of a Candle’ (મીણબત્તીનો રાસાયણિક ઇતિહાસ) માટે તેઓ ખૂબ જ જાણીતા હતા. તેમણે લગભગ 450 વૈજ્ઞાનિક પત્રો પ્રકાશિત કરેલા છે.



માઈકલ ફેરાડે
(1791-1867)

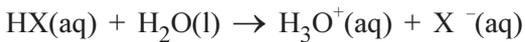
હાઈડ્રોક્લોરિક એસિડ અને એસિટિક એસિડ બંને ધ્રુવીય સહસંયોજક અણુઓ છે. તેમની પાણીમાં વિયોજનથી સરખામણી કરતાં HCl તેમના આયનોમાં સંપૂર્ણ આયનીકરણ પામેલા છે, જ્યારે CH₃COOH માત્ર અંશતઃ (< 5 %) આયનીકરણ પામેલા છે. આયનીકરણ કેટલે અંશે થશે તેની માત્રા બંધની પ્રબળતા અને ઉત્પન્ન થયેલા આયનોના દ્રાવકયોજન (Solvation) પર 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 સોડિયમ ક્લોરાઇડમાં). બીજી બાજુ આયનીકરણ એવો પ્રક્રમ છે જેમાં તટસ્થ અણુ દ્રાવણમાં ભારિત આયનો તરીકે વિભાજિત થાય છે. આપણે અહીંયા બે વચ્ચે ભેદ દર્શાવીશું નહિ અને બન્ને પર્યાયો એકબીજાને માટે વાપરીશું.

7.10.1 એસિડ અને બેઇઝની આર્હેનિયસની સંકલ્પના (Arrhenius Concept of Acids and Bases)

આર્હેનિયસ (Arrhenius) સિદ્ધાંત પ્રમાણે એસિડ એવા પદાર્થો છે જે પાણીમાં વિયોજન પામે છે અને હાઈડ્રોજન આયન H⁺(aq) આપે છે અને બેઇઝ એવા પદાર્થો છે જે પાણીમાં વિયોજન પામે છે અને હાઈડ્રોક્સિલ આયન OH⁻(aq) આપે છે. એસિડ HX(aq)નું આયનીકરણ નીચેના સમીકરણોથી રજૂ કરી શકાય :



અથવા



સ્વતંત્ર (bare) પ્રોટોન H⁺ ખૂબ જ સક્રિય છે અને જલીય દ્રાવણમાં સ્વતંત્ર રીતે અસ્તિત્વ ધરાવી શકતો નથી. આથી તે દ્રાવક પાણીના ઓક્સિજન સાથે બંધ રચે છે, જેથી ત્રિકોણીય પિરામિડલ હાઈડ્રોનિયમ આયન મળે છે. H₃O⁺ {[H(H₂O)]⁺} (બોક્સમાં જુઓ) આ પ્રકરણમાં આપણે H⁺(aq) અને H₃O⁺(aq) નો એકબીજાની બદલીમાં ઉપયોગ કરીશું અને એનો અર્થ જળયુક્ત પ્રોટોન છે.

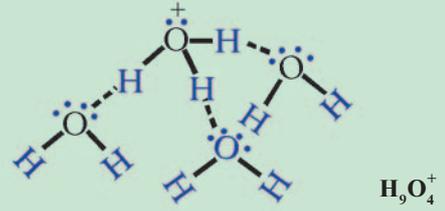
એ જ પ્રમાણે MOH જેવો બેઇઝ અણુ જલીય દ્રાવણમાં નીચેના સમીકરણ પ્રમાણે આયનીકરણ પામે છે.



હાઈડ્રોક્સિલ આયન પણ જલીય દ્રાવણમાં જળયુક્ત સ્વરૂપમાં હોય છે. આર્હેનિયસ એસિડ-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

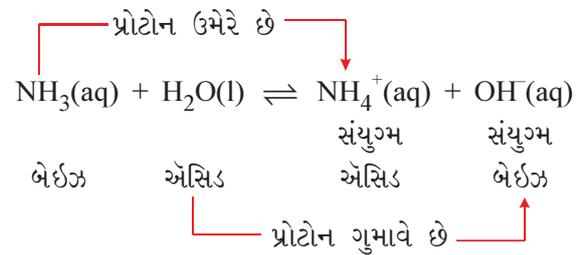
હાઈડ્રોજન આયન પોતે સ્વતંત્ર પ્રોટોન છે જેનું કદ ઘણું નાનું છે (~10⁻¹⁵ m ત્રિજ્યા) અને તીવ્ર વિદ્યુતીય ક્ષેત્ર ધરાવે છે, જેથી ઓક્સિજન પર મળતાં બે અયુગ્મિત ઇલેક્ટ્રોન જોડમાંની એક સાથે પોતે બંધન રચે છે અને H₃O⁺ આપે છે. આ સ્પીસિઝની ઘણા સંયોજનોની ઘન અવસ્થામાં પરખ થયેલ છે (ઉદા. H₃O⁺Cl⁻). જલીય દ્રાવણમાં હાઈડ્રોનિયમ આયન ફરી જળયુક્ત થાય છે અને H₅O₂⁺, H₇O₃⁺ અને H₉O₄⁺ જેવી સ્પીસિઝ આપે છે. એ જ પ્રમાણે હાઈડ્રોક્સિલ આયન પણ જળયુક્ત થાય છે અને H₃O₂⁻, H₅O₃⁻ અને H₇O₄⁻ વગેરે કેટલીક સ્પીસિઝ આપે છે.



7.10.2 બ્રોન્સ્ટેડ-લોરી એસિડ અને બેઇઝ (Bronsted-Lowry Acids and Bases)

ડેનિશ રાસાયણશાસ્ત્રી જોહાનિસ બ્રોન્સ્ટેડ (Johannes Bronsted) અને અંગ્રેજ રસાયણશાસ્ત્રી થોમસ એમ. લોરીએ (Thomas M. Lowry) એસિડ અને બેઇઝની વધારે સામાન્ય વ્યાખ્યા આપી. બ્રોન્સ્ટેડ-લોરીના સિદ્ધાંત પ્રમાણે એસિડ 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 એસિડ પ્રોટોનદાતા છે અને બેઇઝ પ્રોટોનગ્રાહી છે.

નીચે દર્શાવેલા સમીકરણ પ્રમાણે NH₃નું H₂Oમાં વિલયનનું ઉદાહરણ ધ્યાનમાં લઈએ.



હાઈડ્રોક્સિલ આયનની હાજરીને લીધે બેઝિક દ્રાવણ બને છે. આ પ્રક્રિયામાં પાણીના અણુ પ્રોટોનદાતા તરીકે વર્તે છે અને એમોનિયાનો અણુ પ્રોટોનગ્રાહી તરીકે વર્તે છે અને આમ તે અનુક્રમે લોરી-બ્રોન્સ્ટેડ એસિડ અને બેઇઝ તરીકે વર્તે છે. પ્રતિગામી પ્રક્રિયામાં NH₄⁺માંથી H⁺, OH⁻ તરફ હેરફેર પામે છે. આ કિસ્સામાં NH₄⁺ બ્રોન્સ્ટેડ એસિડ તરીકે જ્યારે OH⁻ બ્રોન્સ્ટેડ બેઇઝ તરીકે વર્તે છે. એસિડ-બેઇઝની જોડ જે માત્ર એક પ્રોટોનથી જ અલગ પડે છે તેને સંયુગ્મ એસિડ-બેઇઝ જોડ કહે છે. આથી OH⁻ને H₂Oનો સંયુગ્મ બેઇઝ કહે છે અને



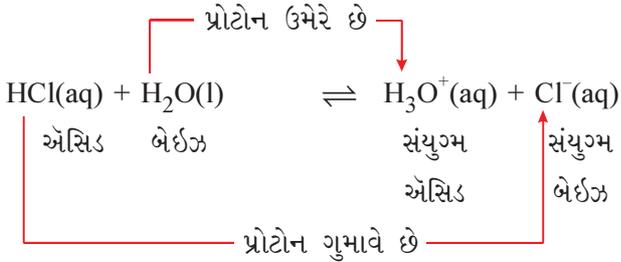
સ્વાન્ને આર્હેનિયસ
(1859-1927)

આર્હેનિયસ ઉપસાલા, સ્વીડનની નજીક જન્મ્યા હતા. તેમણે 1884માં યુનિવર્સિટી ઓફ ઉપસાલામાં તેમનો મહાનિબંધ (thesis) રજૂ કર્યો હતો. જેનું શીર્ષક હતું - વિદ્યુતવિભાજ્ય વાહકોના દ્રાવણની વાહકતા (Conductivities of electrolyte solutions) પછીના પાંચ વર્ષ તેમણે ખૂબ જ મુસાફરી કરી અને યુરોપમાંના ઘણા સંશોધન કેન્દ્રોની મુલાકાત લીધી. 1895માં તેમની સ્ટોકહોમમાંની નવી રચાયેલી યુનિવર્સિટી ઓફ સ્ટોકહોમમાં ભૌતિકવિજ્ઞાનના પ્રોફેસર તરીકે નિમણૂક થઈ અને 1897 થી 1902 સુધી તેમણે રેક્ટર તરીકે ફરજ બજાવેલી. 1905થી તેમના મૃત્યુ સુધી સ્ટોકહોમની નોબેલ ઈન્સ્ટિટ્યૂટના ભૌતિક-રસાયણવિજ્ઞાન નિયામક તરીકે કાર્ય કર્યું. તેમણે ઘણા વર્ષો સુધી વિદ્યુતવિભાજ્યમય દ્રાવણ પર કાર્ય કર્યું. 1899માં તેમણે રાસાયણિક પ્રક્રિયાના દરનો તાપમાન પર આધાર અંગે ચર્ચા કરી અને એક સમીકરણ તારવ્યું જે હવે આપણે આર્હેનિયસ 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 માટેના ઉપયોગના કાર્ય માટે રસાયણવિજ્ઞાનનું નોબેલ પારિતોષિક મેળવેલું.

NH_4^+ ને NH_3 નો સંયુગ્મ એસિડ કહે છે. જો બ્રોન્સ્ટેડ એસિડ પ્રબળ હોય તો તેનો સંયુગ્મ બેઈઝ નિર્બળ બેઈઝ હોય છે અને તેનાથી ઊલટું પણ (vice-versa). એ નોંધશો કે સંયુગ્મ એસિડને એક વધારાનો પ્રોટોન હોય છે અને બેઈઝને એક પ્રોટોન ઓછો હોય છે.

હાઈડ્રોક્લોરિક એસિડના પાણીમાં આયનીકરણનું ઉદાહરણ લઈએ. HCl(aq) , H_2O જે બેઈઝ તરીકે વર્તે છે તેને પ્રોટોનનું દાન કરીને એસિડ તરીકે વર્તે છે.



ઉપરના સમીકરણમાં જોઈ શકાશે કે પાણી બેઈઝ તરીકે વર્તે 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 બેઈઝ બને છે અને HCl , બેઈઝ Cl^- નો સંયુગ્મ એસિડ બને છે. એ જ પ્રમાણે H_2O , એસિડ H_3O^+ નો સંયુગ્મ બેઈઝ બને છે અને H_3O^+ , બેઈઝ H_2O નો સંયુગ્મ એસિડ બને છે.

પાણીનો એસિડ અને બેઈઝ એમ બન્ને પ્રકારનો ભાગ ભજવવો તે એક રસપ્રદ અવલોકન છે. HCl સાથેની પ્રક્રિયાના કિસ્સામાં પાણી બેઈઝ તરીકે વર્તે છે અને એમોનિયા સાથેની પ્રક્રિયાના કિસ્સામાં એસિડ તરીકે વર્તે છે.

કોયડો 7.12

નીચેના બ્રોન્સ્ટેડ એસિડ માટે સંયુગ્મ બેઈઝ શું હશે ?
 HF , H_2SO_4 અને HCO_3^- ?

ઉકેલ :

સંયુગ્મ બેઈઝને દરેક કિસ્સામાં દર્શાવ્યા પ્રમાણે કરતાં એક પ્રોટોન ઓછો હોવો જોઈએ તેથી અનુવર્તી સંયુગ્મ બેઈઝ નીચે પ્રમાણે થશે. જે અનુક્રમે F^- , HSO_4^- અને CO_3^{2-} છે.

કોયડો 7.13

નીચેના બ્રોન્સ્ટેડ બેઈઝ માટે સંયુગ્મ એસિડ લખો :

NH_2^- , NH_3 અને HCOO^- .

ઉકેલ :

સંયુગ્મ એસિડને દરેક કિસ્સા કરતાં એક વધારે પ્રોટોન હોવો જોઈએ, તેથી અનુવર્તી સંયુગ્મ એસિડ 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 એસિડ અને બેઈઝ બન્ને તરીકે વર્તી શકે છે. દરેક કિસ્સા માટે અનુરૂપ સંયુગ્મ એસિડ અને સંયુગ્મ બેઈઝ જણાવો.

ઉકેલ :

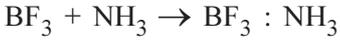
ઉત્તર નીચેના કોષ્ટકમાં આપેલ છે :

સ્પીસિઝ	સંયુગ્મ એસિડ	સંયુગ્મ બેઈઝ
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 એસિડ-બેઈઝ (Lewis Acids and Bases)

જી. એન. લુઈસે (G. N. Lewis) 1923માં વ્યાખ્યાઓ આપી કે એસિડ એવી સ્પીસિઝ છે જે ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ સ્વીકારે છે અને બેઈઝ એવી સ્પીસિઝ છે જે ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મનું દાન કરે છે. જ્યાં સુધી બેઈઝની બાબત છે ત્યાં સુધી બ્રોન્સ્ટેડ-લોરી અને લુઈસ સંકલ્પનામાં ખાસ કોઈ ફેર નથી, કારણ કે બેઈઝ અબંધકારક યુગ્મ બન્નેમાં પૂરા પાડે છે. લુઈસ સંકલ્પનામાં ઘણા એસિડ પ્રોટોન ધરાવતા નથી. જાણીતા ઉદાહરણમાં ઇલેક્ટ્રોન ઊણપવાળા સ્પીસિઝ BF_3 ની NH_3 સાથેની પ્રક્રિયા છે.

BF_3 ને પ્રોટોન નથી પણ છતાં એસિડ તરીકે વર્તે છે અને NH_3 સાથે ઇલેક્ટ્રોનનું અબંધકારક સ્વીકારીને પ્રક્રિયા કરે છે. પ્રક્રિયા નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય.



ઇલેક્ટ્રોન ઊણપવાળી સ્પીસિઝ, $AlCl_3$, Co^{3+} , Mg^{2+} વગેરે લુઈસ એસિડ તરીકે વર્તી શકે છે, જ્યારે H_2O , NH_3 , OH^- વગેરે જેવી સ્પીસિઝ જે ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મનું દાન કરે છે તે લુઈસ બેઈઝ તરીકે વર્તે છે.

કોયડો 7.15

નીચેની સ્પીસિઝને લુઈસ એસિડ અને લુઈસ બેઈઝમાં વર્ગીકૃત કરો અને દર્શાવો કે તે કેવી રીતે વર્તે છે.

- (a) HO^- (b) F^- (c) H^+ (d) BCl_3

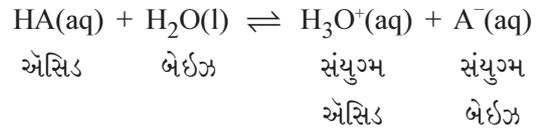
ઉકેલ :

- (a) હાઈડ્રોક્સિલ આયન લુઈસ બેઈઝ છે, કારણ કે તે અબંધકારક ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ ($:OH^-$)નું દાન કરી શકે છે.
- (b) ફ્લોરાઈડ આયન લુઈસ બેઈઝ તરીકે વર્તે છે, કારણ કે તે ચારમાંથી કોઈ પણ એક અબંધકારક ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મનું દાન કરી શકે છે.
- (c) પ્રોટોન લુઈસ એસિડ છે કારણ કે તે અબંધકારક ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ ધરાવતાં હાઈડ્રોક્સિલ આયન અને ફ્લોરાઈડ આયન જેવા બેઈઝમાંથી અબંધકારક ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ મેળવી શકે છે.
- (d) BCl_3 લુઈસ એસિડ તરીકે વર્તે છે કારણ કે તે અબંધકારક ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ એમોનિયા અથવા એમાઈન જેવા અણુમાંથી સ્વીકારી શકે છે.

7.11 એસિડ અને બેઈઝના આયનીકરણ (Ionization of Acids and Bases)

એસિડ અને બેઈઝની આર્હેનિયસની સંકલ્પના એસિડ અને બેઈઝના આયનીકરણની બાબતમાં ઉપયોગી નીવડે છે, કારણ કે રાસાયણિક અને જૈવરાસાયણિક પ્રણાલીઓમાં મોટે ભાગે આયનીકરણ જલીય માધ્યમમાં જ થાય છે. પ્રબળ એસિડ

જેવાં કે પરક્લોરિક એસિડ ($HClO_4$), હાઈડ્રોક્લોરિક એસિડ (HCl), હાઈડ્રોબ્રોમિક એસિડ (HBr), હાઈડ્રોઆયોડિક એસિડ (HI), નાઈટ્રિક એસિડ (HNO_3) અને સલ્ફ્યુરિક એસિડ (H_2SO_4)ને પ્રબળ એસિડ ગણવા કારણ કે તેઓ જલીય માધ્યમમાં લગભગ સંપૂર્ણપણે તેમના ઘટક આયનોમાં વિયોજિત થાય છે જેથી કરીને તેઓ પ્રોટોનદાતા તરીકે વર્તે છે. એ જ પ્રમાણે પ્રબળ બેઈઝ જેવા કે લિથિયમ હાઈડ્રોક્સાઈડ ($LiOH$), સોડિયમ હાઈડ્રોક્સાઈડ ($NaOH$), પોટેશિયમ હાઈડ્રોક્સાઈડ (KOH), સીઝિયમ 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. આર્હેનિયસની સંકલ્પના પ્રમાણે તેઓ સંપૂર્ણપણે વિયોજિત થાય છે અને અનુક્રમે H_3O^+ અને OH^- આયનો માધ્યમમાં આપે છે. વૈકલ્પિક રીતે એસિડ અને બેઈઝની પ્રબળતા પણ બ્રોન્સ્ટેડ-લોરીના એસિડ-બેઈઝની સંકલ્પનાના પર્યાયમાં સમાવિષ્ટ કરી શકીએ. જેમાં, પ્રબળ એસિડનો અર્થ છે કે સારો પ્રોટોનદાતા અને પ્રબળ બેઈઝનો અર્થ છે કે સારો પ્રોટોનગ્રાહી છે. નિર્બળ એસિડ HA ના એસિડ-બેઈઝ વિયોજન સંતુલનને ધ્યાનમાં લઈએ.



વિભાગ (7.10.2)માં આપણે જોયું કે એસિડ (અથવા બેઈઝ)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 કયું પ્રેરક (driving) બળ હશે ? ઉપરોક્ત પ્રશ્નના ઉત્તર માટે આપણે વિયોજન સંતુલનમાં સંકળાયેલા બંને એસિડની (અથવા બેઈઝ) પ્રબળતાની સરખામણી કરવી પડશે. ઉપરના કિસ્સામાંના બે એસિડ HA અને H_3O^+ જે ઉપરના એસિડ-વિયોજન સંતુલનમાં નિર્દેશિત છે તેમને ધ્યાનમાં લઈએ. આપણે એ જોવું પડશે કે આ બન્નેમાંથી વધારે પ્રબળ પ્રોટોનદાતા કોણ હશે ? જે એસિડ પ્રોટોનદાતા તરીકેના વલણમાં વધારે પ્રબળ હશે તેને પ્રબળ એસિડ ગણવો પડશે અને પછી સંતુલન નિર્બળ એસિડની દિશામાં ખસશે. ધારો કે HA એસિડ H_3O^+ એસિડ 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 નિર્બળ એસિડની રચના અને નિર્બળ બેઈઝની

છે. મંદદ્રાવણમાં ($< 0.01 \text{ M}$) હાઈડ્રોજન આયન (H^+)ની સક્રિયતાની માત્રા $[\text{H}^+]$ વડે દર્શાવાતી 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, HClનું જલીય દ્રાવણ (10^{-2} M)ની $\text{pH} = 2$ થશે. એ જ પ્રમાણે NaOHનું 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 સાંદ્રતા $[\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ M}$ છે. આથી શુદ્ધ પાણીની pH નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$\text{pH} = -\log(10^{-7}) = 7$$

એસિડિક દ્રાવણો હાઈડ્રોજન આયનની સાંદ્રતા $[\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ M}$ ધરાવે છે જ્યારે બેઝિક દ્રાવણો હાઈડ્રોજન આયનની સાંદ્રતા $[\text{H}^+] < 10^{-7} \text{ M}$ 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 આપણને મળશે.

$$\begin{aligned} -\log K_w &= -\log \{[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]\} \\ &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] - \log [\text{OH}^-] \\ &= -\log 10^{-14} \end{aligned}$$

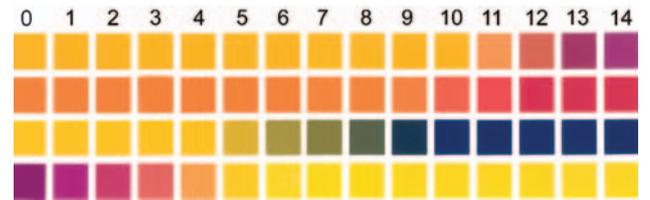
$$pK_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad (7.29)$$

એ નોંધવું કે K_w તાપમાનના ફેરફાર સાથે બદલાશે પણ pH માં 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 સાંદ્રતાને નિયંત્રિત કરે છે. કારણ કે તેમનો ગુણાકાર એક અચળાંક છે. એ નોંધવું જોઈએ કે pH માપકમ ઘાતાંકીય છે અને તેથી

pH ના એક એકમના ફેરફારનો અર્થ એ થાય કે $[\text{H}^+]$ ની સાંદ્રતાનો ફેરફાર 10ના અવયવ જેટલો થશે. એ જ પ્રમાણે જ્યારે હાઈડ્રોજન આયન સાંદ્રતા $[\text{H}^+]$ નાં 100ના અવયવનો ફેરફાર થાય છે ત્યારે pH બે એકમથી બદલાય છે. હવે તમને ખાતરી થશે કે શા માટે તાપમાન સાથેના pH ના ફેરફારને આપણે અવગણીએ છીએ.

દ્રાવણની pH નું માપન આવશ્યક છે કારણ કે જ્યારે જૈવરાસાયણિક કે સૌંદર્ય પ્રસાધન પદાર્થો સાથે કાર્ય કરીએ ત્યારે તેની જાણકારી જરૂરી બને છે. દ્રાવણની pH અડસટ્ટે pH પેપરની મદદથી નક્કી કરી શકાય. pH પેપર પર જુદા જુદા pH ને અનુસાર જુદા જુદા રંગ દર્શાવે છે. હવે ચાર પટ્ટીઓવાળા pH પેપર મળે છે. જુદી જુદી પટ્ટીને જુદા જુદા રંગ હોય છે (આકૃતિ 7.11). 1-14ના ગાળામાં pH નું મૂલ્ય ~ 0.5 ની ચોકસાઈ સાથે pH પેપર વાપરીને કરી શકીએ છીએ.



આકૃતિ 7.11 ચાર પટ્ટીઓ 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 વિદ્યુતીય પોટેન્શિયલ હોય છે. હવે બજારમાં લખવાની પેનના માપના pH મીટર પ્રાપ્ય છે. કેટલાક સામાન્ય પદાર્થોની pH કોષ્ટક 7.5માં દર્શાવેલ છે.

કોયડો 7.16

એક ઠંડા પીણાનાં નમૂનામાં હાઈડ્રોજન આયનની સાંદ્રતા $3.8 \times 10^{-3} \text{ M}$ 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 પીણાંની pH 2.42 થશે અને તેથી અનુમાન કરી શકાય કે તે એસિડિક છે.

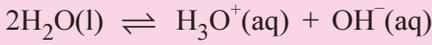
કોયડો 7.17

$1.0 \times 10^{-8} \text{ M}$ HClની pH ગણો.

કોષ્ટક 7.5 કેટલાક સામાન્ય પદાર્થોની pH

દ્રવ્યું નામ	pH	દ્રવ્યું નામ	pH
NaOHનું સંતૃપ્ત દ્રાવણ	~15	બ્લેક કોફી	5.0
0.1 M NaOH દ્રાવણ	13	ટોમેટો જ્યુસ	~4.2
ચૂનાનું પાણી	10.5	ઠંડા પીણા અને વિનેગાર	~3.0
મિલ્ક ઓફ મેગ્નેશિયા	10	લેમન (લિંબુ) જ્યુસ	~2.2
ઈંડાંની સફેદી, દરિયાનું પાણી	7.8	પાયક રસ	~1.2
માનવ લોહી	7.4	1M HCl દ્રાવણ	~0
માનવ લાળ	6.8	સાંદ્ર HCl	~-1.0
દૂધ	6.4		

ઉકેલ :



$$K_w = [\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14}$$

ધારો કે $x = [\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$ (H_2O માંથી). H_3O^+ સાંદ્રતા (i) ઓગાળેલા HClના આયનીકરણથી એટલે કે



અને (ii) H_2O ના આયનીકરણમાંથી. આ ઘણા મંદ દ્રાવણોમાં H_3O^+ ની સાંદ્રતાના બન્ને સ્ત્રોતોને ગણતરીમાં લેવા જોઈએ.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8} + x$$

$$K_w = (10^{-8} + x)(x) = 10^{-14}$$

$$\text{અથવા } x^2 + 10^{-8}x - 10^{-14} = 0$$

$$[\text{OH}^-] = x = 9.5 \times 10^{-8}$$

$$\text{આથી } \text{pOH} = 7.02 \text{ અને } \text{pH} = 6.98$$

અહીંયા $c =$ અવિયોજિત એસિડ HXની પ્રારંભિક સાંદ્રતા $t = 0$ સમયે છે. $\alpha =$ HXની આયનમાં આયનીકરણ થવાની માત્રા છે. આ સંજ્ઞાઓનો ઉપયોગ કરીને આપણે ઉપર ચર્ચા કરેલ એસિડ-બેઈઝ વિયોજન સંતુલનનો સંતુલન અચળાંક ગણી શકીએ.

$$K_a = \frac{c^2\alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

K_a ને એસિડ HXનો વિયોજન અથવા આયનીકરણ અચળાંક કહેવામાં આવે છે. તેને વૈકલ્પિક રીતે મોલર સાંદ્રતામાં નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{X}^-]}{[\text{HX}]} \quad (7.30)$$

આપેલ તાપમાન T એ K_a એસિડ HXની પ્રબળતા (strength)નું માપ છે. એટલે કે K_a નું મૂલ્ય જેટલું વધારે તેટલો વધારે પ્રબળ એસિડ. K_a પરિમાણરહિત રાશિ છે, જેની સમજ છે કે બધી જ સ્પીસિઝની પ્રમાણિત અવસ્થા સાંદ્રતા 1M છે.

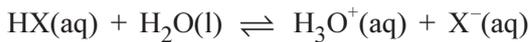
કેટલાક પસંદ કરેલા નિર્બળ એસિડના આયનીકરણ અચળાંક કોષ્ટક 7.6માં દર્શાવ્યા છે.

કોષ્ટક 7.6 કેટલાક પસંદ કરેલા નિર્બળ એસિડના આયનીકરણ અચળાંક (298K તાપમાને)

એસિડ	આયનીકરણ અચળાંક K_a
હાઈડ્રોફ્લોરિક એસિડ (HF)	3.5×10^{-4}
નાઈટ્રસ એસિડ (HNO_2)	4.5×10^{-4}
ફોર્મિક એસિડ (HCOOH)	1.8×10^{-4}
નિયાસીન ($\text{C}_5\text{H}_4\text{NCOOH}$)	1.5×10^{-5}
એસિટિક એસિડ (CH_3COOH)	1.74×10^{-5}
બેન્ઝોઈક એસિડ ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$)	6.5×10^{-5}
હાઈપોક્લોરસ એસિડ (HClO)	3.0×10^{-8}
હાઈડ્રોસાયનિક એસિડ (HCN)	4.9×10^{-10}
ફિનોલ ($\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$)	1.3×10^{-10}

7.11.3 નિર્બળ એસિડના આયનીકરણ અચળાંક (Ionization Constants of Weak Acids)

નિર્બળ એસિડ HXને ધ્યાનમાં લો જે જલીય દ્રાવણમાં આંશિક આયનીકરણ પામે છે. તેનું સંતુલન નીચે પ્રમાણે રજૂ કરી શકાય.



પ્રારંભિક

સાંદ્રતા (M)

$$c \qquad 0 \qquad 0$$

ધારો કે α આયનીકરણની માત્રા દર્શાવે તો ફેરફાર

પામતી સાંદ્રતા (M)

$$-c\alpha \qquad +c\alpha \qquad +c\alpha$$

સંતુલને સાંદ્રતા (M)

$$c-c\alpha \qquad c\alpha \qquad c\alpha$$

હાઈડ્રોજન આયન સાંદ્રતા માટેનો pH માપકમ એટલો ઉપયોગી છે કે pK_w ઉપરાંત તેનો ઉપયોગ બીજી સ્પીસિઝના જથ્થા માટે વિકસાવી શકાય.

$$pK_a = -\log(K_a) \quad (7.31)$$

એસિડનો આયનીકરણ અચળાંક K_a જાણવાથી તેની પ્રારંભિક સાંદ્રતા c ગણી શકાય. બધી જ સ્પીસિઝની સંતુલન સાંદ્રતાની ગણતરી કરવાનું પણ શક્ય બને છે અને એસિડનો આયનીકરણ અંશ અને દ્રાવણની pH પણ ગણી શકીએ.

નિર્બળ વિદ્યુતવિભાજ્યની pHના મૂલ્યાંકન માટે સામાન્ય તબક્કાવાર અભિગમ (approach) આપણે અપનાવી શકીએ.

તબક્કો 1 : વિયોજન પહેલાંની હાજર સ્પીસિઝને બ્રૉન્સ્ટેડ-લોરી એસિડ/બેઈઝ તરીકે ઓળખી શકીએ.

તબક્કો 2 : શક્ય બધી જ પ્રક્રિયાઓ માટે સંતુલિત સમીકરણ એટલે કે એસિડ અને બેઈઝ બન્ને તરીકે વર્તતી સ્પીસિઝને લખીએ.

તબક્કો 3 : ઊંચા K_a વાળી પ્રક્રિયાને પ્રાથમિક પ્રક્રિયા તરીકે જ્યારે બીજી પ્રક્રિયાઓને ગૌણ પ્રક્રિયા તરીકે ઓળખવી જોઈએ.

તબક્કો 4 : પ્રાથમિક પ્રક્રિયામાંથી દરેક સ્પીસિઝ માટે નીચેના મૂલ્યોનો કોષ્ટક સ્વરૂપમાં યાદી બનાવીએ :

- પ્રારંભિક સાંદ્રતા, c .
- સંતુલન તરફ આગળ વધતી પ્રક્રિયામાં સાંદ્રતા ફેરફાર આયનીકરણ અંશ α ના પર્યાયોમાં દર્શાવીએ.
- સંતુલન સાંદ્રતા

તબક્કો 5 : મુખ્ય પ્રક્રિયા માટેના સંતુલન અચળાંક સમીકરણમાં સંતુલન સાંદ્રતાઓ મૂકીએ અને α માટે ઉકેલ મેળવીએ.

તબક્કો 6 : મુખ્ય પ્રક્રિયામાં સ્પીસિઝની સાંદ્રતાઓ ગણો.

તબક્કો 7 : $pH = -\log[H_3O^+]$ ગણો.

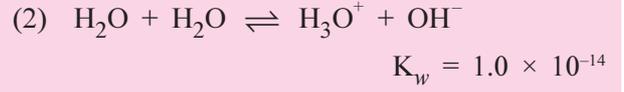
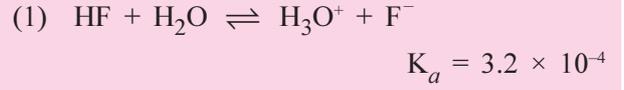
ઉપર દર્શાવેલી પદ્ધતિ નીચેના ઉદાહરણો દ્વારા સ્પષ્ટ કરીશું.

કોયડો 7.18

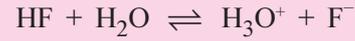
HF નો આયનીકરણ અચળાંક 3.2×10^{-4} છે. HFનો તેના 0.02 M દ્રાવણમાં વિયોજન અંશ ગણો. દ્રાવણમાં હાજર બધી જ સ્પીસિઝ (H_3O^+ , F^- અને HF) અને તેની pH ગણો.

ઉકેલ :

નીચેની પ્રોટોન ફેરબદલી પ્રક્રિયાઓ શક્ય છે :



$K_a \gg K_w$, માટે (1) પ્રક્રિયા મુખ્ય પ્રક્રિયા છે.



પ્રારંભિક

સાંદ્રતા (M)

$$0.02 \quad 0 \quad 0$$

સાંદ્રતામાં ફેરફાર (M)

$$-0.02\alpha \quad +0.02\alpha \quad +0.02\alpha$$

સંતુલન સાંદ્રતા (M)

$$0.02 - 0.02\alpha \quad 0.02\alpha \quad 0.02\alpha$$

મુખ્ય પ્રક્રિયાના સંતુલન અચળાંકમાં સંતુલન સાંદ્રતાના મૂલ્યો મૂકતાં મળશે.

$$K_a = (0.02\alpha)^2 / (0.02 - 0.02\alpha) \\ = 0.02 \alpha^2 / (1 - \alpha) = 3.2 \times 10^{-4}$$

આપણને નીચેનું દ્વિઘાત સમીકરણ મળશે :

$$\alpha^2 + 1.6 \times 10^{-2}\alpha - 1.6 \times 10^{-2} = 0$$

દ્વિઘાત સમીકરણનો ઉકેલ શોધી શકાય અને તેના બે મૂળ (ઉકેલ)ના મૂલ્યો થશે,

$$\alpha = +0.12 \text{ અને } -0.12$$

ઋણ ઉકેલ સ્વીકાર્ય નથી અને તેથી, $\alpha = 0.12$

આનો અર્થ એમ થાય છે કે આયનીકરણ અંશ $\alpha = 0.12$, પછી બીજી સ્પીસિઝની જેવી કે (HF , F^- અને H_3O^+)ની સંતુલન સાંદ્રતા નીચે પ્રમાણે આપી શકાશે :

$$[H_3O^+] = [F^-] = c\alpha = 0.02 \times 0.12 \\ = 2.4 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[HF] = c(1 - \alpha) = 0.02 (1 - 0.12) \\ = 17.6 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$pH = -\log[H^+] = -\log(2.4 \times 10^{-3}) = 2.62$$

કોયડો 7.19

0.1 M એકબેઝિક એસિડની pH 4.50 છે. સ્પીસિઝ H^+ , A^- અને HA ની સંતુલન સાંદ્રતા ગણો. વળી, એકબેઝિક એસિડનો K_a અને pK_a ના મૂલ્યો નક્કી કરો.

ઉકેલ :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\begin{aligned} \text{માટે } [\text{H}^+] &= 10^{-\text{pH}} = 10^{-4.50} \\ &= 3.16 \times 10^{-5} \end{aligned}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{A}^-] = 3.16 \times 10^{-5}$$

$$\text{હવે, } K_a = [\text{H}^+][\text{A}^-] / [\text{HA}]$$

$$[\text{HA}]_{\text{eqbm}} = 0.1 - (3.16 \times 10^{-5}) \approx 0.1$$

$$K_a = (3.16 \times 10^{-5})^2 / 0.1 = 1.0 \times 10^{-8}$$

$$\text{p}K_a = -\log(10^{-8}) = 8$$

વૈકલ્પિક રીતે, “ટકામાં વિયોજન” બીજી ઉપયોગી પદ્ધતિ નિર્બળ 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 હાયપોકલોરસ એસિડ (HOCl) દ્રાવણની pH ગણો. એસિડનો આયનીકરણ અચળાંક 2.5×10^{-5} છે. HOClનું ટકામાં વિયોજન ગણો.

ઉકેલ :



પ્રારંભિક સાંદ્રતા (M)

$$0.08 \qquad \qquad \qquad 0 \qquad \qquad \qquad 0$$

સાંદ્રતા સંતુલને

પહોંચવા માટેનો

ફેરફાર (M)

$$-x \qquad \qquad \qquad +x \qquad \qquad \qquad +x$$

સંતુલને સાંદ્રતા (M)

$$0.08 - x \qquad \qquad \qquad x \qquad \qquad \qquad x$$

$$\begin{aligned} K_a &= \{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{ClO}^-] / [\text{HOCl}]\} \\ &= x^2 / (0.08 - x) \end{aligned}$$

$$x \ll 0.08, \text{ હોવાથી } 0.08 - x \approx 0.08$$

$$x^2 / 0.08 = 2.5 \times 10^{-5}$$

$$x^2 = 2.0 \times 10^{-6} \text{ આથી } x = 1.41 \times 10^{-3}$$

$$[\text{H}^+] = 1.41 \times 10^{-3} \text{ M.}$$

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 નિર્બળ બેઈઝનું આયનીકરણ (Ionization of Weak Bases)

MOH બેઈઝનું આયનીકરણ નીચેના સમીકરણથી દર્શાવી શકાય :



નિર્બળ બેઈઝમાં MOHનું આંશિક આયનીકરણ હોય છે. જે એસિડ વિયોજન સંતુલનને મળતું આવે છે. બેઈઝ આયનીકરણ માટેના સંતુલન અચળાંકને બેઈઝ આયનીકરણ અચળાંક કહે છે અને તે K_b વડે દર્શાવાય છે. તેને સંતુલનમાં રહેલી જુદી જુદી સ્પીસિઝ મોલારિટીમાં સાંદ્રતાના પર્યાયમાં નીચેના સમીકરણ વડે દર્શાવી શકાય.

$$K_b = [\text{M}^+][\text{OH}^-] / [\text{MOH}] \quad (7.33)$$

વૈકલ્પિક રીતે જો, c = બેઈઝની પ્રારંભિક સાંદ્રતા અને α = બેઈઝનો આયનીકરણ અંશ એટલે કે બેઈઝ કેટલી માત્રામાં આયનીકરણ પામે છે, જ્યારે સંતુલન પ્રાપ્ત થાય છે ત્યારે, સંતુલન અચળાંક નીચે પ્રમાણે લખી શકાય :

$$K_b = (c\alpha)^2 / c(1 - \alpha) = c\alpha^2 / (1 - \alpha)$$

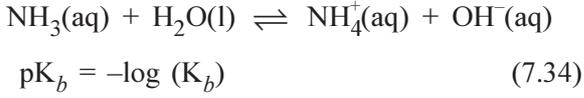
કેટલાક પસંદ કરેલા નિર્બળ બેઈઝના આયનીકરણ અચળાંક K_b કોષ્ટક 7.7માં દર્શાવેલ છે.

કોષ્ટક 7.7 કેટલાક નિર્બળ બેઈઝના આયનીકરણ અચળાંકના મૂલ્યો 298 K તાપમાને

બેઈઝ	K_b
ડાયમિથાઇલએમાઇન, $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$	5.4×10^{-4}
ટ્રાયઇથાઇલએમાઇન, $(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{N}$	6.45×10^{-5}
એમોનિયા, NH_3 અથવા NH_4OH	1.77×10^{-5}
ક્વીનાઇન (એક વૃક્ષ નીપજ)	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 એમાઇન, નિર્બળ બેઈઝ છે. એમાઇન એમોનિયાની વ્યુત્પત્તિ છે, જેમાં એક અથવા વધુ હાઇડ્રોજન પરમાણુ બીજા સમૂહથી વિસ્થાપિત થાય છે. ઉદાહરણ તરીકે, મિથાઇલએમાઇન, કોડીન, ક્વીનાઇન અને નિકોટીન બધા જ વધુ નિર્બળ બેઈઝ તરીકે વર્તે છે, કારણ કે

તેમના K_b ના મૂલ્યો ઘણાં નીચાં (ઓછા) છે. એમોનિયા જલીય દ્રાવણમાં OH^- ઉત્પન્ન કરે છે.



મેળવવા માટે હાઈડ્રોજન આયન સાંદ્રતા માટેનો pH માપકમ લંબાવવામાં આવેલ છે.

કોયડો 7.21

0.004M હાઈડ્રોજીન દ્રાવણની pH 9.7 છે. તેનો આયનીકરણ અચળાંક K_b અને pK_b ગણો.

ઉકેલ :



pH પરથી આપણે હાઈડ્રોજન આયન સાંદ્રતા ગણી શકીએ. હાઈડ્રોજન આયનની સાંદ્રતા જાણીને અને પાણીના આયનીય ગુણાકારનો ઉપયોગ કરી હાઈડ્રોક્સિલ આયનની સાંદ્રતા 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 સાંદ્રતા હાઈડ્રોક્સિલ આયનની સાંદ્રતા જેટલી થશે. આ બન્ને આયનોની સાંદ્રતા ઘણી ઓછી હોઈ અવિયોજિત બેઈઝની સાંદ્રતા બરાબર 0.004M લઈ શકાય.

આમ,

$$K_b = [\text{NH}_2\text{NH}_3^+][\text{OH}^-] / [\text{NH}_2\text{NH}_2]$$

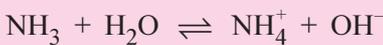
$$= (5.98 \times 10^{-5})^2 / 0.004 = 8.96 \times 10^{-7}$$

$$pK_b = -\log K_b = -\log(8.96 \times 10^{-7}) = 6.04.$$

કોયડો 7.22

0.2M NH_4Cl અને 0.1M NH_3 ધરાવતા દ્રાવણની pH ગણો. એમોનિયાના દ્રાવણ માટે $pK_b = 4.75$ છે.

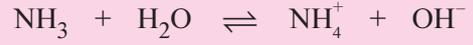
ઉકેલ :



NH_3 નો આયનીય સંતુલન,

$K_b = \text{antilog}(-pK_b)$ એટલે કે,

$$K_b = 10^{-4.75} = 1.77 \times 10^{-5} \text{ M}$$



પ્રારંભિક સાંદ્રતા (M)

$$0.10 \qquad 0.20 \qquad 0$$

સંતુલને પહોંચવા

ફેરફાર (M)

$$-x \qquad +x \qquad +x$$

સંતુલને સાંદ્રતા (M)

$$0.10 - x \qquad 0.20 + x \qquad x$$

$$K_b = [\text{NH}_4^+][\text{OH}^-] / [\text{NH}_3]$$

$$= (0.20 + x)(x) / (0.10 - x) = 1.77 \times 10^{-5}$$

K_b ઓછો છે માટે આપણે x ને 0.1M અને 0.2Mની સરખામણીમાં અવગણી શકીએ. આમ,

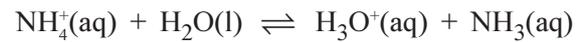
$$[\text{OH}^-] = x = 0.88 \times 10^{-5}$$

$$\text{માટે } [\text{H}^+] = 1.12 \times 10^{-9}$$

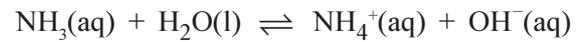
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 8.95.$$

7.11.5 K_a અને K_b વચ્ચે સંબંધ (Relation Between K_a and K_b)

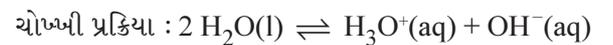
આ પ્રકરણમાં આગળ જોયું તેમ K_a અને K_b એસિડ અને બેઈઝની અનુક્રમે પ્રબળતા દર્શાવે છે. સંયુગ્મ એસિડ-બેઈઝ યુગ્મમાં તેઓ સરળ રીતે સંબંધિત થયેલા છે. જેથી એક જાણતા હોઈએ તો બીજાને તારવી શકીએ. NH_4^+ અને NH_3 ઉદાહરણ લઈએ તો,



$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3] / [\text{NH}_4^+] = 5.6 \times 10^{-10}$$



$$K_b = [\text{NH}_4^+][\text{OH}^-] / [\text{NH}_3] = 1.8 \times 10^{-5}$$



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14} \text{ M}$$

જ્યાં K_a , NH_4^+ ની એસિડ તરીકે પ્રબળતા દર્શાવે છે અને K_b NH_3 ની બેઈઝ તરીકે પ્રબળતા દર્શાવે છે.

યોખ્ખી 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 ચોખ્ખી (net) પ્રક્રિયાનો સંતુલન અચળાંક વ્યક્તિગત પ્રક્રિયાના સંતુલન અચળાંકોનો ગુણાકાર છે.

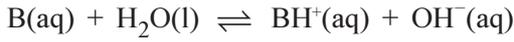
$$K_{\text{ચોખ્ખું}} = K_1 \times K_2 \times \dots \quad (3.35)$$

એ જ પ્રમાણે સંયુગ્મ એસિડ-બેઈઝ યુગ્મ માટે

$$K_a \times K_b = K_w \quad (3.36)$$

એક જાણતા હોઈએ તો બીજાની ગણતરી કરી શકાય. એ નોંધવું જોઈએ કે પ્રબળ એસિડને નિર્બળ સંયુગ્મ બેઈઝ હશે અને તેનાથી ઊલટું (vice-versa).

વૈકલ્પિક રીતે ઉપરનું અભિલક્ષણ (expression) $K_w = K_a \times K_b$, બેઈઝના વિયોજન સંતુલનની પ્રક્રિયાને ધ્યાનમાં લઈને પણ મેળવી શકાય.



$$K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

પાણીની સાંદ્રતા 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,

$$\begin{aligned} K_b &= \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-][\text{H}^+]}{[\text{B}][\text{H}^+]} \\ &= \frac{[\text{OH}^-][\text{H}^+]}{[\text{BH}^+]} \frac{[\text{BH}^+]}{[\text{B}][\text{H}^+]} \\ &= K_w / K_a \end{aligned}$$

$$\text{અથવા } K_a \times K_b = K_w$$

એ નોંધવું જોઈએ કે જો સમીકરણની બન્ને બાજુના ઋણ ઘાતાંક લઈએ તો સંયુગ્મ એસિડ અને બેઈઝના pK મૂલ્યો એકબીજા સાથે નીચેના સમીકરણથી સંબંધિત છે.

$$pK_a + pK_b = pK_w = 14 \quad (298\text{K તાપમાને})$$

કોયડો 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 સાંદ્રતા ગણવા સમીકરણ (7.33)નો ઉપયોગ કરીએ.

$$[\text{OH}^-] = c\alpha = 0.05 \alpha$$

$$K_b = 0.05 \alpha^2 / (1 - \alpha)$$

α નું મૂલ્યો ઓછું છે માટે દ્વિઘાત સમીકરણને 1ની સરખામણીમાં α ને સમીકરણની જમણી બાજુએ છેદને બરાબર એક ગણીને દ્વિઘાત સમીકરણ સરળ બનાવી શકીએ. આમ,

$$K_b = c\alpha^2 \text{ અથવા } \alpha = \sqrt{1.77 \times 10^{-5} / 0.05} = 0.018$$

$$[\text{OH}^-] = c\alpha = 0.05 \times 0.018 = 9.4 \times 10^{-4} \text{M.}$$

$$[\text{H}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / (9.4 \times 10^{-4}) = 1.06 \times 10^{-11}$$

$$\text{pH} = -\log(1.06 \times 10^{-11}) = 10.97.$$

હવે, સંયુગ્મ એસિડ-બેઈઝ સંબંધનો ઉપયોગ કરીને

$$K_a \times K_b = K_w$$

NH_3 માટેનું K_b નું મૂલ્ય કોષ્ટક 7.7માંથી મેળવીને કરી શકીએ.

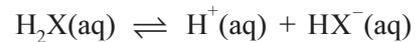
સંયુગ્મ એસિડ NH_4^+ ની સાંદ્રતા પણ નક્કી કરી શકીએ.

$$K_a = K_w / K_b = 10^{-14} / 1.77 \times 10^{-5} = 5.64 \times 10^{-10}.$$

7.11.6 ડાય- અને પોલિપ્રોટિક એસિડ અને ડાય- અને પોલિએસિડિક બેઈઝ (Di- and Polyprotic Acids and Di- and Polyacidic Bases)

કેટલાક એસિડ જેવા કે ઓક્ઝેલિક એસિડ, સલ્ફ્યુરિક એસિડ અને ફોસ્ફોરિક એસિડને તેના પ્રતિ આણુમાં 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 નીચેની સમીકરણોથી દર્શાવી શકાય :



અને અનુરૂપ સંતુલન અચળાંક નીચે પ્રમાણે આપી શકાય :

$$K_{a1} = \frac{[\text{H}^+][\text{HX}^-]}{[\text{H}_2\text{X}]} \text{ અને}$$

$$K_{a2} = \frac{[\text{H}^+][\text{X}^{2-}]}{[\text{HX}^-]}$$

અહીંયા K_{a1} અને K_{a2} એસિડ H_2X ના પ્રથમ અને દ્વિતીય આયનીકરણ અચળાંકો અનુક્રમે કહેવાય છે. એ જ પ્રમાણે ત્રિબેઝિક (ટ્રાયબેઝિક) એસિડ જેવા કે H_3PO_4 ને માટે ત્રણ આયનીકરણ અચળાંક મળશે. કેટલાક સામાન્ય પોલિપ્રોટિક એસિડના આયનીકરણ અચળાંકોના મૂલ્યો કોષ્ટક 7.8માં આપેલ છે.

કોષ્ટક 7.8 કેટલાક સામાન્ય પોલિપ્રોટિક એસિડના આયનીકરણ અચળાંકો (298K તાપમાને)

એસિડ	K_{a1}	K_{a2}	K_{a3}
ઓક્ઝેલિક એસિડ	5.9×10^{-2}	6.4×10^{-5}	
એસ્કોર્બિક એસિડ	7.4×10^{-4}	1.6×10^{-12}	
સલ્ફ્યુરિક એસિડ	1.7×10^{-2}	6.4×10^{-8}	
સલ્ફ્યુરિક એસિડ	ઘણો વધારે	1.2×10^{-2}	
કાર્બોનિક એસિડ	4.3×10^{-7}	5.6×10^{-11}	
સાઈટ્રિક એસિડ	7.4×10^{-4}	1.7×10^{-5}	4.0×10^{-7}
ફોસ્ફોરિક એસિડ	7.5×10^{-3}	6.2×10^{-8}	4.2×10^{-13}

એ જોઈ શકાશે કે આયનીકરણ અચળાંકો (K_{a2} , K_{a3})નો ઉચ્ચતર ક્રમ નીચેના આયનીકરણ અચળાંક (K_{a1})ના મૂલ્યો કરતાં વધારે ઓછો છે. આને માટેનું કારણ એ છે કે સ્થિરવિદ્યુતીય બળોને કારણે 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 એસિડના દ્રાવણો H_2A , HA^- અને A^{2-} જેવા એસિડનું મિશ્રણ ધરાવે છે. H_2A જેવા ડાયપ્રોટિક એસિડ પ્રબળ એસિડ હોઈ પ્રાથમિક પ્રક્રિયા H_2A ના વિયોજનથી પ્રક્રિયા સમાવિષ્ટ થાય છે અને દ્રાવણમાં H_3O^+ મુખ્યત્વે પ્રથમ વિયોજન તબક્કામાંથી આવે છે.

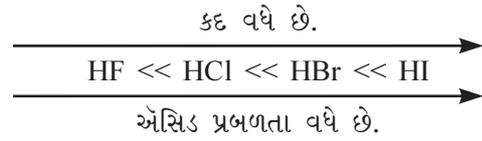
7.11.7 એસિડ પ્રબળતાને અસર કરતાં, પરિબળો (Factors Affecting Acid Strength)

એસિડ અને બેઈઝની પ્રબળતાની ચર્ચા કર્યા પછી હવે આપણે એ તબક્કે આવ્યા છીએ જ્યાં આપેલા દ્રાવણની pH ગણી શકીએ. પણ એ ઈંતેજારી જાગે છે કે શા માટે કેટલાક એસિડ 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 આપણે કહી શકીએ કે એસિડની વિયોજન થવાની માત્રા

(પ્રમાણ) (extent) H-A બંધની પ્રબળતા અને ધ્રુવીયતા પર આધાર રાખે છે.

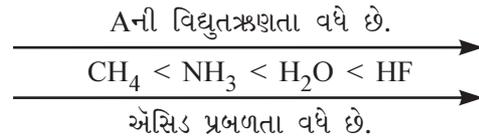
સામાન્ય રીતે જ્યારે H-A બંધની પ્રબળતા ઘટે છે ત્યારે બંધ તોડવા માટે જરૂરી ઊર્જા ઘટે છે. HA પ્રબળ એસિડ બને છે. વળી H-A બંધ વધુ ધ્રુવીય બને છે એટલે કે H અને A પરમાણુઓ વચ્ચેનો વિદ્યુતઋણતા તફાવત વધે છે અને તેમના વીજભાર અલગીકરણ નોંધપાત્ર હોય છે. બંધનું વિખંડન (cleavage) વધુ સરળ બને છે અને તેથી એસિડિકતા વધે છે.

પણ એ નોંધવું જોઈએ કે જ્યારે આવર્તકોષ્ટકના એક સમૂહના તત્ત્વોની સરખામણી કરતા હોઈએ ત્યારે H-A બંધની પ્રબળતા તેના ધ્રુવીય સ્વભાવ કરતાં એસિડિકતા નક્કી કરવામાં અગત્યનું પરિબળ છે. Aનું કદ સમૂહમાં નીચે તરફ જતાં જેમ વધે છે તેમ H-A બંધ પ્રબળતા ઘટે છે અને એસિડ પ્રબળતા વધે છે. ઉદાહરણ તરીકે,



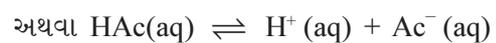
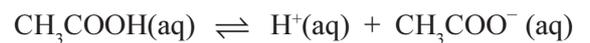
એ જ પ્રમાણે H_2S , H_2O કરતાં વધારે પ્રબળ એસિડ છે.

પરંતુ જ્યારે આપણે આવર્તકોષ્ટકના સમાન આવર્તમાંના તત્ત્વોની ચર્ચા કરીએ ત્યારે H-A બંધ ધ્રુવીયતા એસિડ પ્રબળતા નક્કી કરવા માટેનું નિર્ણાયક પરિબળ બને છે. જેમ Aની વિદ્યુતઋણતા વધે છે તેમ એસિડની પ્રબળતા પણ વધે છે. ઉદાહરણ તરીકે,



7.11.8 એસિડ અને બેઈઝના આયનીકરણમાં સમાન આયન અસર (Common Ion Effect in the Ionization of Acids and Bases)

એસિટિક એસિડ વિયોજન સંતુલન જે નીચે પ્રમાણે રજૂ કરી શકાય તેનું ઉદાહરણ લઈએ.

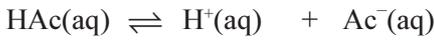


$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$

એસિટિક એસિડના દ્રાવણમાં એસિટેટ આયનનો ઉમેરો હાઈડ્રોજન આયનની સાંદ્રતા $[\text{H}^+]$ ઘટાડે છે અથવા જો બાહ્ય સ્ત્રોત દ્વારા H^+ આયન ઉમેરવામાં આવે તો સંતુલન અવિયોજિત એસિડની દિશામાં ખસે છે એટલે કે હાઈડ્રોજન આયનની સાંદ્રતા $[\text{H}^+]$ ના ઘટાડાની દિશામાં જાય છે. 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 પરિણમતા દ્રાવણની pHની ગણતરી કરવામાં ફરી એકવાર એસિટિક એસિડ વિયોજન સંતુલનને ધ્યાનમાં લઈશું.



પ્રારંભિક સાંદ્રતા (M)

$$0.05 \quad 0 \quad 0.05$$

ધારો કે x એસિટિક એસિડના આયનીકરણનું પ્રમાણ (માત્રા) છે, તો

સાંદ્રતામાં ફેરફાર (M)

$$-x \quad +x \quad +x$$

સંતુલન સાંદ્રતા (M)

$$0.05-x \quad x \quad 0.05+x$$

આથી,

$$K_a = [\text{H}^+][\text{Ac}^-]/[\text{HAc}] = \{(0.05+x)(x)\}/(0.05-x)$$

નિર્બળ એસિડના K_a ઘણા ઓછા હોય છે, તેથી $x \ll 0.05$ અને તેથી

$$(0.05 + x) \approx (0.05 - x) \approx 0.05$$

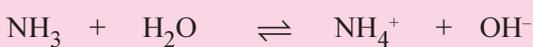
આમ,

$$\begin{aligned} 1.8 \times 10^{-5} &= (x)(0.05 + x) / (0.05 - x) \\ &= x(0.05) / (0.05) = x = [\text{H}^+] = 1.8 \times 10^{-5} \text{M} \\ \text{pH} &= -\log(1.8 \times 10^{-5}) = 4.74 \end{aligned}$$

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,

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = x$$

$$[\text{NH}_3] = 0.10 - x \approx 0.10$$

$$x^2 / 0.10 = 1.77 \times 10^{-5}$$

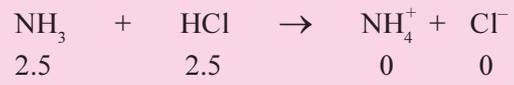
$$\text{આમ, } x = 1.33 \times 10^{-3} = [\text{OH}^-]$$

$$\text{આથી, } [\text{H}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 10^{-14} /$$

$$(1.33 \times 10^{-3}) = 7.51 \times 10^{-12}$$

$$\text{pH} = -\log(7.5 \times 10^{-12}) = 11.12$$

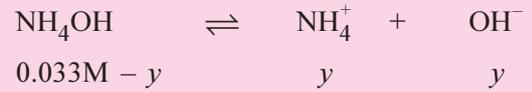
25 mL 0.1M HClનું દ્રાવણ (એટલે કે 2.5 mmol HCl) 50 mL 0.1M એમોનિયા દ્રાવણ (5 mmol NH₃) ઉમેરતાં 2.5 mmol NH₃ના અણુઓ તટસ્થીકરણ પામ્યાં છે. પરિણમતું 75 mL દ્રાવણ તટસ્થીકરણ નહિ પામેલો 2.5 mmol NH₃ અણુ અને 2.5 mmol NH₄⁺ આયન ધરાવે છે.



સંતુલને

$$0 \quad 0 \quad 2.5 \quad 2.5$$

પરિણમતું 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 સાંદ્રતા,

$$[\text{NH}_4^+] = 0.033 + y$$

y 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 બેઈઝના નિશ્ચિત પ્રમાણમાંની પ્રક્રિયાથી ક્ષાર બને છે, જે પાણીમાં આયનીકરણ પામે છે. ક્ષારના આયનીકરણથી રચાતા ધનાયન/ઋણાયન કાં તો જળયુક્ત આયન તરીકે

જલીય દ્રાવણમાં અસ્તિત્વ ધરાવે છે અથવા પાણી સાથે પારસ્પરિક ક્રિયા કરે છે અને ક્ષારના સ્વભાવ પ્રમાણે તેને અનુરૂપ એસિડ કે બેઈઝની પુનર્રચના કરે છે. ક્ષારના ધનાયન/ઋણાયન અથવા બન્ને અને પાણી વચ્ચેની પારસ્પરિક ક્રિયાને જળવિભાજન કહે છે. પારસ્પરિક ક્રિયાથી દ્રાવણની pHને અસર પડે છે. પ્રબળ બેઈઝના ધનાયન (ઉદા., માત્ર Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Ba^{2+} વગેરે.) અને પ્રબળ એસિડના ઋણ આયન (Cl^- , Br^- , NO_3^- , ClO_4^- વગેરે) જળયુક્ત થાય છે. પણ જળવિભાજન પામતા નથી. આથી પ્રબળ એસિડ અને પ્રબળ બેઈઝમાંથી 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 :

(i) નિર્બળ એસિડ અને પ્રબળ બેઈઝના ક્ષાર

ઉદા., CH_3COONa .

(ii) પ્રબળ એસિડ અને નિર્બળ બેઈઝના ક્ષાર

ઉદા., NH_4Cl

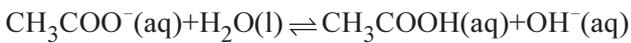
(iii) નિર્બળ એસિડ અને નિર્બળ બેઈઝના ક્ષાર

ઉદા., $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.

પ્રથમ કિસ્સામાં CH_3COONa નિર્બળ એસિડ CH_3COOH અને પ્રબળ બેઈઝ NaOH નો ક્ષાર છે તે જલીય દ્રાવણમાં સંપૂર્ણપણે આયનીકરણ પામે છે.



આ રીતે બનેલો એસિડેટ આયન પાણી સાથે જળવિભાજન કરે છે અને નિર્બળ એસિટિક એસિડ અને OH^- આયન આપે છે.

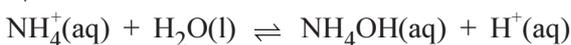


એસિટિક એસિડ નિર્બળ એસિડ ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$) હોઈ મોટે ભાગે દ્રાવણમાં અવિયોજિત રહે છે. આને પરિણામે OH^- ના આયનની સાંદ્રતામાં વધારો થાય છે અને તેથી દ્રાવણ આલ્કલાઈન બને છે. આવા દ્રાવણની pH 7 કરતાં વધારે હોય છે.

એ જ પ્રમાણે, NH_4Cl જે નિર્બળ બેઈઝ NH_4OH અને પ્રબળ એસિડ HCl માંથી બને છે. તે પાણીમાં સંપૂર્ણપણે વિયોજિત થાય છે.

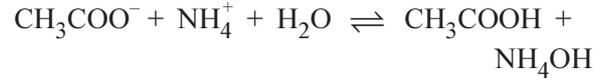


એમોનિયમ આયન પાણી સાથે જળવિભાજન કરી NH_4OH અને H^+ આયન રચે છે.

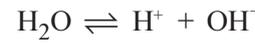
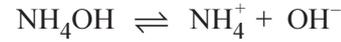
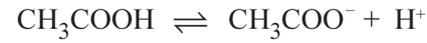


એમોનિયમ હાઈડ્રોક્સાઈડ નિર્બળ બેઈઝ ($K_b = 1.77 \times 10^{-5}$) છે અને તેથી દ્રાવણમાં લગભગ અવિયોજિત રહે છે. આને પરિણામે દ્રાવણમાં H^+ આયનની સાંદ્રતા વધે છે અને તેથી દ્રાવણ એસિડિક બને છે. આમ, NH_4Cl ના પાણીમાં દ્રાવણની pH 7 કરતાં ઓછી હોય છે.

નિર્બળ એસિડ અને નિર્બળ બેઈઝમાંથી 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 સાંદ્રતાથી સ્વતંત્ર છે અને આવા દ્રાવણોની pH તેમના pK ના 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 ઋણ હોય તો.

કોયડો 7.25

એસિટિક એસિડનો pK_a 4.76 અને એમોનિયમ હાઈડ્રોક્સાઈડનો pK_b 4.76 છે. એમોનિયમ એસિડેટ દ્રાવણની pH ગણો.

ઉકેલ :

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2}[\text{pK}_a - \text{pK}_b]$$

$$= 7 + \frac{1}{2}[4.76 - 4.75]$$

$$= 7 + \frac{1}{2}[0.01] = 7 + 0.005 = 7.005$$

7.12 બફર દ્રાવણો (Buffer Solutions)

ઘણા શરીર-દ્રવો ઉદાહરણ તરીકે લોહી અથવા પેશાબની pH નિશ્ચિત હોય છે અને તેમની pHમાં વિચલન શરીરના કાર્યોની વિકૃતિ (malfunctioning) કરે છે. pHનું નિયંત્રણ ઘણા રાસાયણિક અને જૈવરાસાયણિક પ્રક્રમોમાં ઘણું અગત્યનું છે. ઘણી વૈદકીય 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 એસિડ અથવા આલ્કલી ઉમેરવામાં આવે તો પણ

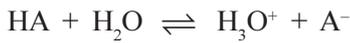
તેઓ pH ફેરફારનો પ્રતિકાર કરે છે. તેવા દ્રાવણોને બફર દ્રાવણો કહે છે. જાત pH વાળા બફર દ્રાવણો એસિડના pK_a અને બેઈજના pK_b ના જ્ઞાન પરથી અને તેમના ક્ષાર અને એસિડ અથવા ક્ષાર અને બેઈજના ગુણોત્તરનું નિયંત્રણ કરીને તૈયાર કરી શકાય છે. એસિટિક એસિડ અને સોડિયમ એસિટેટનું મિશ્રણ pH 4.75ની આજુબાજુ બફર દ્રાવણ તરીકે વર્તે છે અને એમોનિયમ ક્લોરાઈડ અને એમોનિયમ હાઈડ્રોક્સાઈડનું 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 અચળાંકનું જ્ઞાન આપણને જાત pHના બફર દ્રાવણ બનાવવામાં મદદ કરે છે. આપણે જોઈએ આ કેવી રીતે કરી શકીએ ?

એસિટિક બફરની બનાવટ :

એસિટિક pH વાળા બફરને બનાવવા માટે આપણે નિર્બળ એસિડ અને તેનો પ્રબળ બેઈજ સાથેનો ક્ષાર લઈશું. આપણે pH, સંતુલન અચળાંક, નિર્બળ એસિડનો K_a અને નિર્બળ એસિડ અને તેના સંયુગ્મ બેઈજના ગુણોત્તરને સંબંધિત કરીને આપણે સમીકરણ નિરૂપિત કરી શકીએ. સામાન્ય કિસ્સામાં જેમાં નિર્બળ 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 આપણને મળશે,

$$pK_a = pH - \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

અથવા

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]} \quad (A-1)$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{સંયુગ્મ બેઈજ}, A^-]}{[\text{એસિડ}, HA]} \quad (A-2)$$

સમીકરણ (A-2) હેન્ડરસન-હેસલબેક (Henderson-Hasselback) સમીકરણ તરીકે ઓળખાય છે. $\frac{[A^-]}{[HA]}$

ગુણોત્તર મિશ્રણમાં રહેલા એસિડના સંયુગ્મ બેઈજ (ઋણાયન) અને મિશ્રણમાં હાજર એસિડની સાંદ્રતાઓનો ગુણોત્તર છે. એસિડ નિર્બળ છે અને તેથી ઘણી ઓછી માત્રામાં આયનીકરણ પામે છે, તેથી [HA] ની સાંદ્રતા બફર બનાવવા માટે લીધેલા એસિડની સાંદ્રતાથી નહિવત્ (નગણ્ય) અલગ પડે છે. વળી, સંયુગ્મ બેઈજ $[A^-]$ નો મોટો જથ્થો એસિડના ક્ષારના આયનીકરણમાંથી આવે છે, જેથી સંયુગ્મ બેઈજની સાંદ્રતા ક્ષારની સાંદ્રતાથી નગણ્ય (નહિવત્) 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 સાંદ્રતા [HA]ની સાંદ્રતા જેટલી થાય તો $pH = pK_a$ કારણ કે $\log 1$ નું મૂલ્ય શૂન્ય થશે. આથી જો આપણે એસિડ અને સંયુગ્મ બેઈજની સરખી સાંદ્રતાઓ 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 સાંદ્રતાવાળા દ્રાવણો લઈએ. બનતા બફર દ્રાવણની pH 4.76ની આસપાસ હોય.

આવું જ પૃથક્કરણ નિર્બળ બેઈજ અને તેના પ્રબળ એસિડના ક્ષાર સાથેના બફર માટે કરી શકીએ અને પરિણામ મળશે,

$$pOH = pK_b + \log \frac{[\text{સંયુગ્મ એસિડ}, BH^+]}{[\text{બેઈજ}, B]} \quad (A-3)$$

બફર દ્રાવણની pH સમીકરણ $pH + pOH = 14$ નો 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 મૂકતાં તે નીચેના સ્વરૂપમાં મળશે :

$$pK_w - pH = pK_w - pK_a + \log \frac{[\text{સંયુગ્મ એસિડ}, BH^+]}{[\text{બેઈજ}, B]} \quad (A-4)$$

અથવા

$pH = pK_a - \log \frac{[\text{સંયુગ્મ એસિડ}, BH^+]}{[\text{બેઈજ}, B]}$

જો બેઈજ અને તેના સંયુગ્મ એસિડ (ધનાયન)ની મોલર સાંદ્રતા સરખી હશે તો બફર દ્રાવણની pH બેઈજના pK_a મૂલ્ય

જેટલી થશે. એમોનિયાનો $pK_a = 9.25$ છે તેથી 9.25ની નજીકનું બફર દ્રાવણ એમોનિયા અને એમોનિયમ ક્લોરાઇડની સરખી સાંદ્રતા લઈને મેળવી શકીશું. એમોનિયમ ક્લોરાઇડ અને એમોનિયમ હાઇડ્રોક્સાઇડથી બનતા બફર દ્રાવણ માટે સમીકરણ (A-4) નીચે પ્રમાણે થશે :

$$pH = 9.25 - \log \frac{[\text{સંયુગ્મ એસિડ, BH}^+]}{[\text{બેઈઝ, B}]}$$

બફર દ્રાવણની 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)

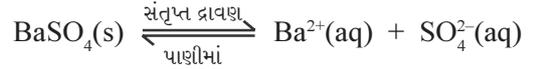
આપણે શીખી ગયા છીએ કે આયનીય ઘન પદાર્થોની દ્રાવ્યતા ઘણા ઊંચા અંશે બદલાય છે. આમાંના કેટલાક (જેમકે કેલ્શિયમ ક્લોરાઇડ) એટલા બધા દ્રાવ્ય હોય છે કે તેઓ સ્વભાવે એટલા બધા ભેજશોષક (hygroscopic) છે કે તેઓ વાતાવરણમાંથી પણ પાણીની બાષ્પને શોષે છે. બીજા(જેવા કે લિથિયમ ફ્લોરાઇડ)ની દ્રાવ્યતા ઘણી જ ઓછી છે. જેથી તેમને સામાન્ય રીતે અદ્રાવ્ય કહેવામાં આવે છે. દ્રાવ્યતા ઘણા બધા પરિબલો પર આધાર રાખે છે. જેમાંના અગત્યના છે તે ક્ષારની લેટિસ એન્ટાલ્પી અને દ્રાવણમાં આયનની દ્રાવકયોજન (solvation) એન્ટાલ્પી છે. ક્ષારને દ્રાવકમાં ઓગળવા માટે આયનો વચ્ચેના પ્રબળ આકર્ષણ બળો લેટિસ એન્ટાલ્પીને આયન-દ્રાવક પારસ્પરિક ક્રિયા વડે ઉપરવટ થવું પડે છે. આયનની દ્રાવકયોજન એન્ટાલ્પી દ્રાવક યોજન પર્યાયના અર્થમાં જોઈએ તો હંમેશાં ઋણ હોય છે, એટલે કે દ્રાવક યોજન પ્રક્રમ દરમિયાન ઊર્જા મુક્ત થાય છે. દ્રાવકયોજન એન્ટાલ્પીનું પ્રમાણ દ્રાવકના સ્વભાવ પર આધાર રાખે છે. અધ્રુવીય (સહસંયોજક) દ્રાવકની બાબતમાં, દ્રાવકયોજન એન્ટાલ્પી ઓછી છે અને તેથી ક્ષારની લેટિસ એન્ટાલ્પીની ઉપરવટ થઈ શકતી નથી. પરિણામે ક્ષાર અધ્રુવીય દ્રાવકમાં ઓગળતો નથી. સામાન્ય નિયમ પ્રમાણે, કોઈ પણ ક્ષારને કોઈ ખાસ દ્રાવકમાં ઓગળવા માટે તેની દ્રાવકયોજન એન્ટાલ્પી તેની લેટિસ એન્ટાલ્પી કરતાં વધારે હોવી જોઈએ, જેથી દ્રાવકયોજન એન્ટાલ્પી વડે લેટિસ એન્ટાલ્પીની 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 સંતૃપ્ત જલીય દ્રાવણ વચ્ચેનું સંતુલન ગણતરીમાં લઈશું.

7.13.1 દ્રાવ્યતા ગુણાકાર અચળાંક (Solubility Product Constant)

ધારો કે હવે આપણી પાસે બેરિયમ સલ્ફેટ જેવો ઘન તેના સંતૃપ્ત જલીય દ્રાવણ સાથે સંપર્કમાં છે. નહિ ઓગળેલા ઘન અને સંતૃપ્ત દ્રાવણમાંના 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 સાંદ્રતા અચળ રહે છે અને આપણે લખી શકીએ કે,

$$K_{sp} = K[\text{BaSO}_4] = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] \quad (7.39)$$

K_{sp} ને આપણે દ્રાવ્યતા ગુણાકાર અચળાંક અથવા સાદી રીતે દ્રાવ્યતા ગુણાકાર કહીશું. ઉપરના સમીકરણનું પ્રાયોગિક મૂલ્ય 298 K તાપમાને 1.1×10^{-10} છે. આનો અર્થ એમ છે કે ઘન બેરિયમ સલ્ફેટ તેના સંતૃપ્ત દ્રાવણ સાથે સંતુલનમાં છે અને બેરિયમ અને સલ્ફેટ આયનોની સાંદ્રતાનો ગુણાકાર તેનો દ્રાવ્યતા ગુણાકાર અચળાંક છે. બન્ને આયનોની સાંદ્રતા બેરિયમ સલ્ફેટની મોલર સાંદ્રતા 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 સલ્ફેટની મોલર સાંદ્રતા 1.05×10^{-5} mol L⁻¹ છે.

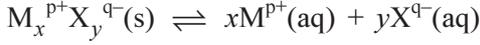
ક્ષાર વિયોજન દરમિયાન બે અથવા બેથી વધારે ઋણાયન અને ધનાયન આપણે જે જુદા ભાર ધરાવતા હોય. ઉદાહરણ તરીકે, ઝિરકોનિયમ ફોસ્ફેટ જેનું આણ્વીય સૂત્ર $(\text{Zr}^{4+})_3(\text{PO}_4^{3-})_4$ છે તે ક્ષારને ધ્યાનમાં લઈએ. તે ત્રણ ઝિરકોનિયમ ધનાયન જેનો ભાર +4 અને ચાર ફોસ્ફેટ ઋણાયન જેનો ભાર -3 છે તે આપે છે. ધારો કે ઝિરકોનિયમ ફોસ્ફેટની મોલર સાંદ્રતા 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 સંતૃપ્ત દ્રાવણ સાથેના સંતુલનમાં મોલર દ્રાવ્યતા S છે, તો નીચેના સમીકરણમાં તે દર્શાવી શકાય :



(જ્યાં, $x \times p^+ = y \times q^-$)

અને તેનો દ્રાવ્યતા ગુણાકાર અચળાંક નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :

$$K_{sp} = [M^{p+}]^x [X^{q-}]^y = (xS)^x (yS)^y \quad (7.40)$$

$$= x^x \cdot y^y \cdot S^{(x+y)}$$

$$S^{(x+y)} = K_{sp} / x^x \cdot y^y$$

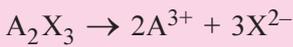
$$S = (K_{sp} / x^x \cdot y^y)^{1/(x+y)} \quad (7.41)$$

K_{sp} પર્યાયને Q_{sp} વડે સમીકરણમાં લઈ શકાય (વિભાગ 7.6.2) જ્યારે એક અથવા વધારે સ્પીસિઝની સાંદ્રતા સંતુલન સાંદ્રતા બરાબર 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 દ્રાવ્યતા ગુણાકાર અચળાંક 298K તાપમાને કોષ્ટક 7.9માં આપેલ છે.

કોષ્ટક 7.26

A_2X_3 ની દ્રાવ્યતા શુદ્ધ પાણીમાં ગણો. એમ ધારી લો કે કોઈ પણ પ્રકારનો આયન પાણી સાથે પ્રક્રિયા કરતો નથી. A_2X_3 નો દ્રાવ્યતા ગુણાકાર $K_{sp} = 1.1 \times 10^{-23}$ છે.

ઉકેલ :



$$K_{sp} = [A^{3+}]^2 [X^{2-}]^3 = 1.1 \times 10^{-23}$$

ધારો કે $S = A_2X_3$ ની દ્રાવ્યતા તો,

$$[A^{3+}] = 2S; [X^{2-}] = 3S$$

$$\text{આથી, } K_{sp} = (2S)^2(3S)^3 = 108S^5$$

$$= 1.1 \times 10^{-25}$$

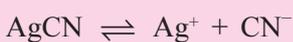
$$\text{આથી, } S^5 = 1 \times 10^{-25}$$

$$S = 1.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L.}$$

કોષ્ટક 7.27

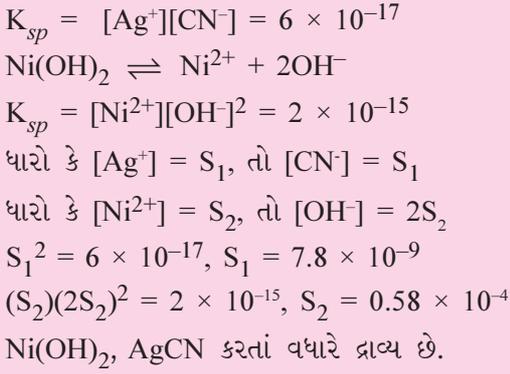
બે અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષાર $Ni(OH)_2$ અને $AgCN$ ના K_{sp} ના મૂલ્યો અનુક્રમે 2.0×10^{-15} અને 6×10^{-17} છે. કયો ક્ષાર વધારે દ્રાવ્ય હશે ? સમજાવો.

ઉકેલ :



કોષ્ટક 7.9 કેટલાક સામાન્ય આયનીય ક્ષારોના 298 K તાપમાને દ્રાવ્યતા ગુણાકાર અચળાંક

ક્ષારનું નામ	સૂત્ર	K_{sp}
સિલ્વર બ્રોમાઈડ	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 ક્લોરાઈડ	AgCl	1.8×10^{-10}
સિલ્વર આયોડાઈડ	AgI	8.3×10^{-17}
સિલ્વર સલ્ફેટ	Ag ₂ SO ₄	1.4×10^{-5}
એલ્યુમિનિયમ હાઈડ્રોક્સાઈડ	Al(OH) ₃	1.3×10^{-33}
બેરિયમ ક્રોમેટ	BaCrO ₄	1.2×10^{-10}
બેરિયમ ફ્લોરાઈડ	BaF ₂	1.0×10^{-6}
બેરિયમ સલ્ફેટ	BaSO ₄	1.1×10^{-10}
કેલ્શિયમ કાર્બોનેટ	CaCO ₃	2.8×10^{-9}
કેલ્શિયમ ફ્લોરાઈડ	CaF ₂	5.3×10^{-9}
કેલ્શિયમ હાઈડ્રોક્સાઈડ	Ca(OH) ₂	5.5×10^{-6}
કેલ્શિયમ ઓક્સેલેટ	CaC ₂ O ₄	4.0×10^{-9}
કેલ્શિયમ સલ્ફેટ	CaSO ₄	9.1×10^{-6}
કેડમિયમ હાઈડ્રોક્સાઈડ	Cd(OH) ₂	2.5×10^{-14}
કેડમિયમ સલ્ફાઈડ	CdS	8.0×10^{-27}
ક્રોમિક હાઈડ્રોક્સાઈડ	Cr(OH) ₃	6.3×10^{-31}
ક્યુપ્રસ બ્રોમાઈડ	CuBr	5.3×10^{-9}
ક્યુપ્રિક કાર્બોનેટ	CuCO ₃	1.4×10^{-10}
ક્યુપ્રસ ક્લોરાઈડ	CuCl	1.7×10^{-6}
ક્યુપ્રિક હાઈડ્રોક્સાઈડ	Cu(OH) ₂	2.2×10^{-20}
ક્યુપ્રસ આયોડાઈડ	CuI	1.1×10^{-12}
ક્યુપ્રિક સલ્ફાઈડ	CuS	6.3×10^{-36}
ફેરસ કાર્બોનેટ	FeCO ₃	3.2×10^{-11}
ફેરસ હાઈડ્રોક્સાઈડ	Fe(OH) ₂	8.0×10^{-16}
ફેરિક હાઈડ્રોક્સાઈડ	Fe(OH) ₃	1.0×10^{-38}
ફેરસ સલ્ફાઈડ	FeS	6.3×10^{-18}
મરક્યુરસ બ્રોમાઈડ	Hg ₂ Br ₂	5.6×10^{-23}
મરક્યુરસ ક્લોરાઈડ	Hg ₂ Cl ₂	1.3×10^{-18}
મરક્યુરસ આયોડાઈડ	Hg ₂ I ₂	4.5×10^{-29}
મરક્યુરસ સલ્ફેટ	Hg ₂ SO ₄	7.4×10^{-7}
મરક્યુરિક સલ્ફાઈડ	HgS	4.0×10^{-53}
મંગ્નેશિયમ કાર્બોનેટ	MgCO ₃	3.5×10^{-8}
મંગ્નેશિયમ ફ્લોરાઈડ	MgF ₂	6.5×10^{-9}
મંગ્નેશિયમ હાઈડ્રોક્સાઈડ	Mg(OH) ₂	1.8×10^{-11}
મંગ્નેશિયમ ઓક્સેલેટ	MgC ₂ O ₄	7.0×10^{-7}
મંગ્નેઝ કાર્બોનેટ	MnCO ₃	1.8×10^{-11}
મંગ્નેઝ સલ્ફાઈડ	MnS	2.5×10^{-13}
નિકલ હાઈડ્રોક્સાઈડ	Ni(OH) ₂	2.0×10^{-15}
નિકલ સલ્ફાઈડ	NiS	4.7×10^{-5}
લેડ બ્રોમાઈડ	PbBr ₂	4.0×10^{-5}
લેડ કાર્બોનેટ	PbCO ₃	7.4×10^{-14}
લેડ ક્લોરાઈડ	PbCl ₂	1.6×10^{-5}
લેડ ફ્લોરાઈડ	PbF ₂	7.7×10^{-8}
લેડ હાઈડ્રોક્સાઈડ	Pb(OH) ₂	1.2×10^{-15}
લેડ આયોડાઈડ	PbI ₂	7.1×10^{-9}
લેડ સલ્ફેટ	PbSO ₄	1.6×10^{-8}
લેડ સલ્ફાઈડ	PbS	8.0×10^{-28}
સ્ટેનસ હાઈડ્રોક્સાઈડ	Sn(OH) ₂	1.4×10^{-28}
સ્ટેનસ સલ્ફાઈડ	SnS	1.0×10^{-25}
સ્ટ્રોન્શિયમ કાર્બોનેટ	SrCO ₃	1.1×10^{-10}
સ્ટ્રોન્શિયમ ફ્લોરાઈડ	SrF ₂	2.5×10^{-9}
સ્ટ્રોન્શિયમ સલ્ફેટ	SrSO ₄	3.2×10^{-7}
થેલસ બ્રોમાઈડ	TlBr	3.4×10^{-6}
થેલસ ક્લોરાઈડ	TlCl	1.7×10^{-4}
થેલસ આયોડાઈડ	TlI	6.5×10^{-8}
ઝિંક કાર્બોનેટ	ZnCO ₃	1.4×10^{-11}
ઝિંક હાઈડ્રોક્સાઈડ	Zn(OH) ₂	1.0×10^{-15}
ઝિંક સલ્ફાઈડ	ZnS	1.6×10^{-24}



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 સાંદ્રતા 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 સાંદ્રતા ઘટાડવામાં આવે તો વધારે ક્ષાર ઓગળશે અને બન્ને આયનોની સાંદ્રતા જ્યાં સુધી $K_{sp} = Q_{sp}$ નહિ થાય ત્યાં સુધી ઓગળશે. આ દ્રાવ્ય ક્ષાર જેવા કે સોડિયમ ક્લોરાઇડને લાગુ પાડી શકાય છે, ફરક એટલો છે કે આયનોની ઊંચી સાંદ્રતાએ આપણે Q_{sp} અભિકલ્પનામાં મોલારિટીને બદલે સક્રિયતા (activity) ગણીએ છીએ. આમ, જો આપણે સોડિયમ ક્લોરાઇડનું સંતૃપ્ત દ્રાવણ લઈએ અને તેમાંથી HCl વાયુ પસાર કરીએ તો સોડિયમ ક્લોરાઇડ અવક્ષેપિત થશે કારણ કે HClના વિયોજનથી મળતા ક્લોરાઇડ આયનની સાંદ્રતા (સક્રિયતા) વધી જશે. આ રીતે મેળવેલ સોડિયમ ક્લોરાઇડ ખૂબ જ ઊંચી શુદ્ધતા ધરાવે છે અને આપણે સોડિયમ અને મેગ્નેશિયમ 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 અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારને મેળવવામાં થાય છે. આથી આપણે સિલ્વર આયનને સિલ્વર ક્લોરાઇડ તરીકે, ફેરિક આયનને તેના હાઇડ્રોક્સાઇડ (અથવા જલયુક્ત ફેરિક ઓક્સાઇડ) અને બેરિયમ આયનને તેના સલ્ફેટ સ્વરૂપે 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

પડશે. પણ OH^- ની કુલ સાંદ્રતા $(0.10 + 2S)$ mol/L, કારણ કે દ્રાવણ 0.10 mol/L OH^- તો NaOHમાંથી હાજર છે જ.

$$K_{sp} = 2.0 \times 10^{-15} = [Ni^{2+}] [OH^-]^2$$

$$= (S) (0.10 + 2S)^2$$

K_{sp} નું મૂલ્ય ઓછું છે. $2S \ll 0.10$,

આમ, $(0.10 + 2S) \approx 0.10$

આથી,

$$2.0 \times 10^{-15} = S (0.10)^2$$

$$S = 2.0 \times 10^{-13} \text{ M} = [Ni^{2+}]$$

નિર્બળ એસિડના ક્ષાર જેવા કે ફોસ્ફેટની દ્રાવ્યતા નીચા pH મૂલ્યે વધે છે. આનું કારણ એ છે કે નીચા pH મૂલ્યે ઋણાણનની સાંદ્રતા પ્રોટોનેશનને (પ્રોટોન સાથે જોડાવું) કારણે ઘટે છે અને 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,

$$\frac{[HX]}{[X^-]} + 1 = \frac{[H^+]}{K_a} + 1$$

$$\frac{[HX] + [H^+]}{[X^-]} = \frac{[H^+] + K_a}{K_a}$$

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,

$$K_{sp} = [S] [f S] = S^2 \{K_a / (K_a + [H^+])\} \text{ અને}$$

$$S = \{K_{sp} ([H^+] + K_a) / K_a\}^{1/2} \quad (7.42)$$

આમ $[H^+]$ માં વધારાથી અથવા pH મૂલ્યમાં ઘટાડાથી દ્રાવ્યતા Sમાં વધારો થશે.

સારાંશ

જ્યારે પ્રવાહી સ્વરૂપમાંથી નીકળી બાષ્પ સ્વરૂપમાં જતાં અણુઓની સંખ્યા તથા બાષ્પ 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 બંને પ્રક્રમો માટે પ્રાપ્ત કરી શકાય છે અને આ તબક્કે પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયાના દર (વેગ) સરખાં થાય છે. **સંતુલન અચળાંક K_c** ને દર્શાવવા માટે નીપજોની સાંદ્રતાના ગુણાકારને પ્રક્રિયાકોની સાંદ્રતાના ગુણાકાર વડે ભાગવામાં આવે છે અને પર્યાયને તત્ત્વયોગમિતિય ગુણાંકના ઘાતાંકમાં મૂકવામાં આવે છે.



$$\text{માટે } K_c = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

સંતુલન અચળાંક નિશ્ચિત કરેલા તાપમાને અચળ મૂલ્ય હોય છે અને આ તબક્કે બધા જ સ્થૂળદર્શીય ગુણધર્મો જેવાં કે સાંદ્રતા, દબાણ વગેરે અચળ થાય છે. વાયુમય પ્રક્રિયા માટે સંતુલન અચળાંક K_p વડે દર્શાવાય છે અને તેને K_c માટે દર્શાવેલા સાંદ્રતા 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 શેટેલિયરનો સિદ્ધાંત** નિવેદિત કરે છે કે જ્યારે તાપમાન, દબાણ કે સાંદ્રતા 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 સાંદ્રતા, દબાણ, તાપમાન, ઉદ્દીપક કે નિષ્ક્રિય વાયુઓની અસરના અભ્યાસ માટે ઉપયોગ કરી શકાય. તે આ પ્રક્રિયા મિશ્રણના ઘટાડાને અસર કરતું નથી, પરંતુ **ઉદ્દીપક** પ્રક્રિયાકોમાંથી નીપજો મેળવવામાં અથવા નીપજોમાંથી પ્રક્રિયાકો મેળવવા માટે નવા વધુ નીચી ઊર્જાવાળા માર્ગો પ્રાપ્ત કરી આપી શકે છે.

બધા જ પદાર્થો જે જલીય દ્રાવણોમાં વિદ્યુતનું વહન કરે છે તેને **વિદ્યુતવિભાજ્યો** કહે છે. એસિડ, બેઈઝ અને ક્ષાર વિદ્યુતવિભાજ્યો છે અને તેમના જલીય દ્રાવણો દ્વારા વિદ્યુતનું વહન **વિદ્યુતવિભાજ્યોનું જલીય દ્રાવણમાં વિયોજન અથવા આયનીકરણ**ને 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. **આર્હેનિયસના** મત પ્રમાણે **એસિડ** તેમના જલીય દ્રાવણમાં હાઈડ્રોજન આયન અને બેઈઝ તેમના જલીય દ્રાવણમાં હાઈડ્રોક્સિલ આયન આપે છે, જ્યારે બીજી બાજુ **બ્રોન્સ્ટેડ-લોરી** વાદ એસિડને પ્રોટોનદાતા અને બેઈઝને પ્રોટોનગ્રાહી (સ્વીકારનાર) કહે છે, જ્યારે બ્રોન્સ્ટેડ-લોરી એસિડ બેઈઝ સાથે પ્રક્રિયા કરે છે ત્યારે સંયુગ્મ બેઈઝ અને જે બેઈઝ સાથે પ્રક્રિયા કરે છે તેને અનુરૂપ સંયુગ્મ એસિડ ઉત્પન્ન કરે છે. આમ **એસિડ-બેઈઝની સંયુગ્મ જોડ** માત્ર પ્રોટોનનો તફાવત ધરાવે છે. **લુઈસે** આગળ ઉપર વ્યાખ્યાનું સામાન્યીકરણ કર્યું અને જણાવ્યું કે એસિડ એટલે ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મ સ્વીકારનાર અને બેઈઝ એટલે ઇલેક્ટ્રોન યુગ્મદાતા. નિર્બળ એસિડ અને નિર્બળ બેઈઝના આયનીકરણ અચળાંક (સંતુલન અચળાંક) અનુક્રમે (K_a) અને (K_b) આર્હેનિયસની વ્યાખ્યાનો ઉપયોગ કરી ઉપજાવ્યા. આયનીકરણ અંશ અને તેની સાંદ્રતા પર તથા સમાન આયનની અસરની ચર્ચા કરી. હાઈડ્રોજન આયનની સાંદ્રતા અથવા સક્રિયતા માટે **pH માપકમ** ($\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$) દાખલ કર્યો અને તેના ઉપયોગ અન્ય જથ્થાઓ ($\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$); $\text{pK}_a = -\log [\text{K}_a]$; $\text{pK}_b = -\log [\text{K}_b]$ અને $\text{pK}_w = -\log [\text{K}_w]$ વગેરે) માટે વિકસાવ્યો. પાણીના આયનીકરણને પણ ધ્યાનમાં લેવાયું અને આપણે જાણીએ છીએ કે $\text{pH} + \text{pOH} = \text{pK}_w$ હંમેશાં સંતોષાય છે. પ્રબળ એસિડ અને નિર્બળ બેઈઝનો ક્ષાર, નિર્બળ એસિડ અને પ્રબળ બેઈઝનો ક્ષાર તથા નિર્બળ એસિડ અને નિર્બળ બેઈઝનો ક્ષાર જલીય દ્રાવણમાં જળવિભાજન પ્રક્રિયા કરે છે. **બફર દ્રાવણો**ની વ્યાખ્યા અને તેમની અગત્ય ટૂંકમાં ચર્ચા છે. અલ્પદ્રાવ્ય 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 ગણતરીઓ દર્શાવાયેલ છે. સમાન આયનની અસર અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારોની દ્રાવ્યતા અંગે પણ ચર્ચા કરવામાં આવી છે.

વિદ્યાર્થીઓ માટે આ એકમને લગતી સૂચિત પ્રવૃત્તિઓ

- વિદ્યાર્થી pH પેપરના ઉપયોગ પ્રાપ્ય જુદા જુદા શાકભાજી અને ફળો, તાજા જ્યુસ, ઠંડાપીણા, શરીરમાંના દ્રવ અને પાણીના નમૂનાઓની pH માપવા માટે કરી શકે છે.
- 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 બેઈઝમાંથી બન્યા છે.
- વિદ્યાર્થીઓ એસિટિક એસિડ અને સોડિયમ એસિટેટના દ્રાવણોને મિશ્ર કરીને કેટલાક બફર દ્રાવણો બનાવી શકે છે અને તેનો ઉપયોગ pH પેપર વડે તેમની pH માપવા માટે કરી શકે છે.
- તેમને જુદા જુદા સૂચકો આપવા જોઈએ જેથી તેઓ જુદી જુદી pH વાળા દ્રાવણોમાં મળતાં રંગનું અવલોકન કરી શકે.
- તેઓ સૂચક વાપરીને કેટલાક એસિડ-બેઈઝ અનુમાપન પણ કરી શકે છે.
- તે અલ્પદ્રાવ્ય ક્ષારોની દ્રાવ્યતા પર સમાન આયનની અસરના અવલોકન કરી શકે છે.
- જો તેમની શાળામાં pH મીટર પ્રાપ્ય હોય તો કેટલાક દ્રાવણની pH તેનાથી માપે અને મળેલા મૂલ્યોને pH પેપરના ઉપયોગથી મેળવેલ મૂલ્યો સાથે સરખાવે.

સ્વાધ્યાય

- એક પ્રવાહી નિશ્ચિત તાપમાને એક સીલ કરેલ (sealed) પાત્રમાં તેની બાષ્પ સાથે સંતુલનમાં છે. પાત્રનું કદ એકદમ જ વધી ગયું.
 - બાષ્પદબાણ પર આ ફેરફારની શું પ્રારંભિક અસર હશે ?
 - બાષ્પીભવન અને સંઘનનના દર પ્રારંભિક રીતે બદલાશે ?
 - જો અંતે સંતુલન પુનઃસ્થાપિત થાય તો અંતિમ બાષ્પદબાણ કેટલું હશે ?
- નીચેના સંતુલન માટે K_c નું મૂલ્ય કેટલું થશે, જ્યારે દરેક પદાર્થની સંતુલન સાંદ્રતા નીચે પ્રમાણે છે :
 $[SO_2] = 0.60M$, $[O_2] = 0.82M$ અને $[SO_3] = 1.90M$?

$$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$$
- અમુક તાપમાને અને કુલ દબાણ $10^5 Pa$ એ આયોડિન બાષ્પની સાંદ્રતા કદથી 40 % I પરમાણુ ધરાવે છે.

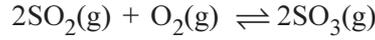
$$I_2(g) \rightleftharpoons 2I(g)$$
 સંતુલન માટે K_p ગણો.
- નીચેની દરેક પ્રક્રિયા માટે સંતુલન અચળાંક K_c માટેના સૂત્રો દર્શાવો :
 - $2NOCl(g) \rightleftharpoons 2NO(g) + Cl_2(g)$
 - $2Cu(NO_3)_2(s) \rightleftharpoons 2CuO(s) + 4NO_2(g) + O_2(g)$
 - $CH_3COOC_2H_5(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3COOH(aq) + C_2H_5OH(aq)$
 - $Fe^{3+}(aq) + 3OH^-(aq) \rightleftharpoons Fe(OH)_3(s)$
 - $I_2(s) + 5F_2 \rightleftharpoons 2IF_5$
- નીચેની દરેક પ્રક્રિયા માટે K_p ના મૂલ્યમાંથી K_c નું મૂલ્ય મેળવો :
 - $2NOCl(g) \rightleftharpoons 2NO(g) + Cl_2(g)$; $K_p = 1.8 \times 10^{-2}$; 500 K તાપમાને
 - $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$; $K_p = 167$; 1073 K તાપમાને
- નીચેની પ્રક્રિયા માટે સંતુલન અચળાંક $K_c = 6.3 \times 10^{14}$; 1000 K તાપમાને છે.

$$NO(g) + O_3(g) \rightleftharpoons NO_2(g) + O_2(g)$$
 બન્ને પુરોગામી અને પ્રતિગામી પ્રક્રિયાઓ સંતુલનમાં પ્રાથમિક રીતે (elementary) દ્વિઆણ્વીય છે. પ્રતિગામી પ્રક્રિયા માટે K_c કેટલો હશે ?
- સંતુલન અચળાંકની રજૂઆત લખતી વખતે શા માટે શુદ્ધ પ્રવાહી અને ઘનને (અચળ) અવગણવામાં આવે છે ?

7.8 N_2 અને O_2 વચ્ચે નીચે પ્રમાણે પ્રક્રિયા થાય છે : $2N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2N_2O(g)$
જો 0.482 mol N_2 અને 0.933 mol O_2 ના મિશ્રણને 10 L ના પ્રક્રિયા પાત્રમાં લેવામાં આવે અને તેમાંથી N_2O બનવા દેવામાં આવે એ તાપમાને કે જ્યારે તેના K_p નું મૂલ્ય 2.0×10^{-37} છે. સંતુલન મિશ્રણનું ઘટક પ્રમાણ નક્કી કરો.

7.9 નાઈટ્રિક ઓક્સાઈડ Br_2 સાથે પ્રક્રિયા કરે છે અને નીચે આપેલી પ્રક્રિયા પ્રમાણે નાઈટ્રોસીલ બ્રોમાઈડ આપે છે : $2NO(g) + Br_2(g) \rightleftharpoons 2NOBr(g)$
જ્યારે 0.087 mol NO અને 0.0437 mol Br_2 ને એક બંધ પાત્રમાં અચળ તાપમાને મિશ્ર કરવામાં આવે છે, ત્યારે 0.0518 mol NOBr સંતુલને મળે છે. NO અને Br_2 ના સંતુલન જથ્થા (amount) નક્કી કરો.

7.10 આપેલ પ્રક્રિયા માટે સંતુલન સમયે 450K તાપમાને $K_p = 2.0 \times 10^{10}/\text{bar}$ છે.



આ તાપમાને K_c કેટલો હશે ?

7.11 HI(g)ના એક નમૂનાને ફ્લાસ્કમાં 0.2 atm દબાણે લેવામાં આવેલ છે. સંતુલને HI(g)નું આંશિક દબાણ 0.04 atm છે. આપેલ સંતુલન માટે K_p કેટલો થશે ?

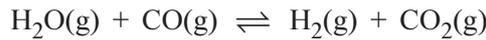


7.12 500 K તાપમાને 1.57 mol N_2 , 1.92 mol H_2 અને 8.13 mol NH_3 ના મિશ્રણને 20 L ના પ્રક્રિયા પાત્રમાં દાખલ કરવામાં આવ્યા. આ તાપમાને સંતુલન અચળાંક K_c , $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ પ્રક્રિયા માટે 1.7×10^2 છે. પ્રક્રિયા મિશ્રણ સંતુલનમાં છે ? જો ના તો ચોખ્ખી (net) પ્રક્રિયાની દિશા કઈ હશે ?

7.13 વાયુમય પ્રક્રિયા માટે સંતુલન અચળાંકનું સૂત્ર છે : $K_c = \frac{[NH_3]^4 [O_2]^5}{[NO]^4 [H_2O]^6}$

આ સૂત્રને અનુરૂપ સંતુલિત રાસાયણિક સમીકરણ લખો.

7.14 એક મોલ H_2O એક મોલ CO, 10 L પાત્રમાં લેવામાં આવેલ છે અને 725 K તાપમાને ગરમ કરવામાં આવેલ છે. સંતુલને 40 % પાણી (દળથી) CO સાથે નીચેની પ્રક્રિયા પ્રમાણે પ્રક્રિયા કરે છે :



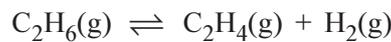
પ્રક્રિયા માટે સંતુલન અચળાંક ગણો.

7.15 700 K તાપમાને, $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$

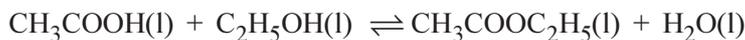
પ્રક્રિયા માટે સંતુલન અચળાંક 54.8 છે. જો 0.5 mol L^{-1} HI(g) 700 K તાપમાને સંતુલનમાં હાજર છે. $H_2(g)$ અને $I_2(g)$ ની સાંદ્રતા કેટલી હશે. જો આપણે એમ ધારીએ કે 700 K તાપમાને HI(g)થી શરૂઆત કરી હતી.

7.16 જો ICl ની પ્રારંભિક સાંદ્રતા 0.78 M હોય ત્યારે સંતુલને દરેક પદાર્થની સંતુલન સાંદ્રતા કેટલી હશે ?
 $2ICl(g) \rightleftharpoons I_2(g) + Cl_2(g); K_c = 0.14$

7.17 નીચે દર્શાવ્યા પ્રમાણેના સંતુલન માટે સંતુલન અચળાંક 899 K તાપમાને $K_p = 0.04 \text{ atm}$ છે. જો તેને 4.0 atm દબાણે એક ફ્લાસ્કમાં લેવામાં આવે અને સંતુલન પ્રાપ્તિ માટે રાખવામાં આવે તો, C_2H_6 ની સંતુલન સાંદ્રતા કેટલી હશે ?



7.18 ઈથેનોલ અને એસિટિક એસિડ વચ્ચે પ્રક્રિયા થવાથી ઈથાઈલ એસિટેટ બને છે અને તેના સંતુલનને નીચે પ્રમાણે દર્શાવી શકાય :



(i) આ પ્રક્રિયા માટે સાંદ્રતા ગુણોત્તર (પ્રક્રિયા ભાગફળ Q_c) લખો. (નોંધ : પાણી વધુ પ્રમાણમાં નથી અને તે પ્રક્રિયામાં દ્રાવક પણ નથી.)

- (ii) 293 K તાપમાને કોઈ વ્યક્તિ 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 મળ્યો. 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 સાંદ્રતા $0.5 \times 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$ જાણવા મળી. જો K_c નું મૂલ્ય 8.3×10^{-3} હોય તો સંતુલને PCl_3 અને Cl_2 ની સાંદ્રતા કેટલી હશે ?



- 7.20 આયર્નના અચસ્કમાંથી આયર્નના ઉત્પાદનની એક પદ્ધતિમાં આયર્ન(II)નું કાર્બન મોનોક્સાઈડ વડે રિડક્શન કરવામાં આવે છે, જેથી આયર્ન ધાતુ અને CO_2 મળે છે.

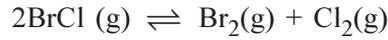


CO અને CO_2 ના સંતુલને આંશિક દબાણ 1050 K તાપમાને કેટલા હશે ?

પ્રારંભિક આંશિક દબાણ છે : $p_{\text{CO}} = 1.4 \text{ atm}$ અને $p_{\text{CO}_2} = 0.80 \text{ atm}$?

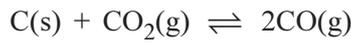
- 7.21 પ્રક્રિયા $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$ માટે સંતુલિત અચળાંક 500 K તાપમાને $K_c = 0.061$. કોઈ એક સમયે પૃથક્કરણ દર્શાવે છે કે સંઘટન મિશ્રણનું પ્રમાણ $3.0 \text{ mol L}^{-1} \text{ N}_2$, $2.0 \text{ mol L}^{-1} \text{ H}_2$ અને $0.5 \text{ mol L}^{-1} \text{ NH}_3$ છે. શું પ્રક્રિયા સંતુલનમાં છે ? જો ના હોય તો પ્રક્રિયા કઈ દિશામાં જવાનું વલણ દર્શાવશે જેથી સંતુલને પહોંચી શકાય.

- 7.22 બ્રોમિન મોનોક્લોરાઈડ, BrCl બ્રોમિન અને ક્લોરિનમાં સંતુલન પ્રાપ્ત કરે છે.



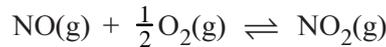
તેને માટે 500 K તાપમાને $K_c = 32$ જો શરૂઆતમાં શુદ્ધ BrCl હાજર હોય અને તેની સાંદ્રતા $3.3 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ હોય તો તેની સંતુલને મિશ્રણમાં સાંદ્રતા કેટલી હશે ?

- 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.



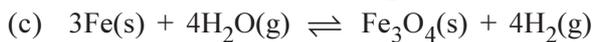
ઉપરના તાપમાને પ્રક્રિયા માટે K_c ગણો.

- 7.24 298 K તાપમાને NO અને O_2 માંથી NO_2 ના સર્જન માટે (a) ΔG° અને (b) સંતુલન અચળાંક ગણો.

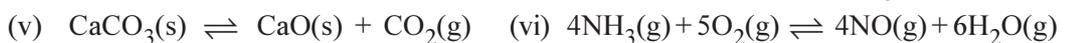
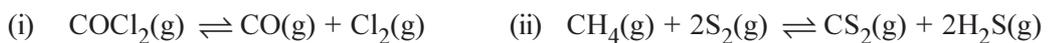


જ્યાં, $\Delta_f G^\circ (\text{NO}_2) = 52.0 \text{ kJ/mol}$; $\Delta_f G^\circ (\text{NO}) = 87.0 \text{ kJ/mol}$; $\Delta_f G^\circ (\text{O}_2) = 0 \text{ kJ/mol}$

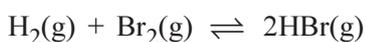
- 7.25 નીચેના સંતુલનો માટે કદમાં વધારો કરી દબાણમાં ઘટાડો કરવામાં આવ્યો તો પ્રક્રિયા નીપજના મોલની સંખ્યા વધશે, ઘટશે કે સરખી જ રહેશે (બદલાશે નહિ).



- 7.26 નીચેનામાંથી કઈ પ્રક્રિયા પર દબાણના વધારાની અસર પડશે ? એ પણ જણાવો કે ફેરફારને લીધે પ્રક્રિયા પુરોગામી કે પ્રતિગામી દિશામાં થશે ?



- 7.27 નીચેની પ્રક્રિયા માટે 1024 K તાપમાને સંતુલન અચળાંક 1.6×10^5 છે.



1024 K તાપમાને જો સીલ કરેલા પાત્રમાં 10.0 bar દબાણે HBr ને દાખલ કરવામાં આવે તો બધા જ વાયુઓના સંતુલન દબાણ શોધો.

- 7.28 નીચેની ઉષ્માશોષક પ્રક્રિયા પ્રમાણે કુદરતી વાયુના અંશતઃ ઓક્સિડેશનથી ડાયહાઇડ્રોજન વાયુ મળ્યો છે :
- $$\text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$$
- (a) ઉપરની પ્રક્રિયા માટે K_p નું સૂત્ર લખો.
 (b) જો, (i) દબાણ વધારવામાં આવે. (ii) તાપમાન વધારવામાં આવે. (iii) ઉદ્દીપકનો ઉપયોગ કરવામાં આવે. તો K_p ના મૂલ્યો અને સંતુલન મિશ્રણના સંઘટન (composition) પર શું અસર થશે ?
- 7.29 નીચેનાની $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$ 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,
- $$\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \quad \Delta_r H^\ominus = 124.0 \text{ kJ mol}^{-1}$$
- (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) દબાણ વધારવામાં આવે. (iii) તાપમાન વધારવામાં આવે.
- 7.31 હેબર વિધિમાં વપરાતો ડાયહાઇડ્રોજન કુદરતી વાયુમાંના મિથેન 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.
- $$\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$$
- 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 દબાણ કેટલું હશે ? 400°C તાપમાને $K_p = 10.1$.
- 7.32 નીચેનામાંથી કઈ પ્રક્રિયામાં પ્રક્રિયકો અને નીપજોની સાંદ્રતા ગણનાપાત્ર (appreciable) હશે ?
- (a) $\text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{Cl}(\text{g}) \quad K_c = 5 \times 10^{-39}$
 (b) $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{NO}(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NOCl}(\text{g}) \quad K_c = 3.7 \times 10^8$
 (c) $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2\text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2\text{Cl}(\text{g}) \quad K_c = 1.8$
- 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 સાંદ્રતા 1.6×10^{-2} 25°C તાપમાને હોય તો, O_3 ની સાંદ્રતા 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 1 L ના ફ્લાસ્કમાં સંતુલને છે. તે ફ્લાસ્કમાં 0.30 mol CO , 0.10 mol H_2 અને $0.02 \text{ mol H}_2\text{O}$ ઉપરાંત CH_4 નો અજ્ઞાત જથ્થો ધરાવે છે. મિશ્રણમાં CH_4 ની સાંદ્રતા ગણો. આપેલ તાપમાને પ્રક્રિયાનો સંતુલન અચળાંક 3.90 છે.
- 7.35 સંયુગ્મ એસિડ-બેઇઝ યુગ્મ (જોડ)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 લુઇસ 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 લુઇસ એસિડ અને લુઇસ બેઇઝ તરીકે વર્તી શકે છે. દરેકને માટે અનુરૂપ સંયુગ્મ એસિડ કે બેઇઝ લખો.
- 7.40 નીચેની સ્પીસિઝને લુઇસ એસિડ અને લુઇસ 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 હાઈડ્રોજન આયનની સાંદ્રતા $3.8 \times 10^{-3} \text{ M}$ છે, તેની pH કેટલી હશે ?
- 7.42 સરકો(Vineger)ના નમૂનાનો pH 3.76 છે. તેમાં હાઈડ્રોજન આયનની સાંદ્રતા શોધો.
- 7.43 298 K તાપમાને HF, HCOOH અને HCNના આયનીકરણ અચળાંક અનુક્રમે 6.8×10^{-4} , 1.8×10^{-4} અને 4.8×10^{-9} છે. તેમના અનુરૂપ સંયુગ્મ બેઈઝના આયનીકરણ અચળાંક ગણો.
- 7.44 ફિનોલનો આયનીકરણ અચળાંક 298 K તાપમાને 1.0×10^{-10} છે. 0.05 M ફિનોલના દ્રાવણમાં ફિનોલેટ આયનની સાંદ્રતા 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 સાંદ્રતા ગણો. જો આ દ્રાવણમાં 0.1M HCl હોય તો ગણેલી સાંદ્રતા પર શું અસર પડશે. જો H_2S નો બીજો આયનીકરણ અચળાંક 1.2×10^{-13} હોય તો બન્ને પરિસ્થિતિમાં S^{2-} આયનની સાંદ્રતા ગણો.
- 7.46 એસિટિક એસિડનો આયનીકરણ અચળાંક 1.74×10^{-5} છે. તેના 0.05 M દ્રાવણમાં વિયોજન અંશ ગણો. દ્રાવણમાં એસિટેટ આયનની સાંદ્રતા અને તેની pH ગણો.
- 7.47 એવું જાણવા મળ્યું છે કે એક કાર્બનિક એસિડની તેના 0.01 M સાંદ્રતાના દ્રાવણની pH 4.15 છે. ઋણાયનની સાંદ્રતા, એસિડનો આયનીકરણ અચળાંક અને તેનો pK_a ગણો.
- 7.48 સંપૂર્ણ વિયોજન થાય છે એમ ધારીને નીચેના દ્રાવણોની 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 દ્રાવણોની pH ગણો :
- (a) 2 g TIOH પાણીમાં ઓગાળી 2 લિટર દ્રાવણ બનાવ્યું.
- (b) 0.3 g Ca(OH)_2 પાણીમાં ઓગાળી 500 mL દ્રાવણ બનાવ્યું.
- (c) 0.3 g NaOH પાણીમાં ઓગાળી 200 mL દ્રાવણ બનાવ્યું.
- (d) 13.6 M HClના 1 mLને પાણી વડે મંદ કરી 1 લિટર દ્રાવણ બનાવ્યું.
- 7.50 0.1 M બ્રોમો એસિટિક એસિડ દ્રાવણનો આયનીકરણ અચળાંક 0.132 છે. બ્રોમો એસિટિક એસિડ દ્રાવણની pH ગણો અને તેનો pK_a પણ ગણો.
- 7.51 0.005M કોરિન ($\text{C}_{18}\text{H}_{21}\text{NO}_3$) દ્રાવણની pH 9.95 છે. તેનો આયનીકરણ અચળાંક ગણો અને pK_b પણ ગણો.
- 7.52 0.001 M એનિલિન દ્રાવણની pH કેટલી હશે ? એનિલિનનો આયનીકરણ અચળાંક કોષ્ટક 7.7માંથી લઈ શકાય છે. દ્રાવણમાં એનિલિનનો આયનીકરણ અંશ ગણો. એનિલિનના સંયુગ્મ 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 દ્રાવણ (a) 0.01M HCl અને (b) 0.1M HCl ધરાવતું હોય તો તેનો વિયોજન અંશ કઈ રીતે અસર પામશે ?
- 7.54 ડાયમિથાઈલ એમાઈનનો આયનીકરણ અચળાંક 5.4×10^{-4} છે. તેના 0.02M દ્રાવણમાં તેનો આયનીકરણ અંશ ગણો. જો દ્રાવણ 0.1 M NaOH ધરાવતું હોય તો ડાયમિથાઈલ એમાઈનનું કેટલા ટકા આયનીકરણ થયું હશે ?
- 7.55 નીચેના જૈવિક દ્રવમાં હાઈડ્રોજન આયનની સાંદ્રતા ગણો જેમના pH આપેલા છે :
- (a) માનવ સ્નાયુ દ્રવ, 6.83 (b) માનવ જઠર દ્રવ, 1.2
- (c) માનવ રુધિર (લોહી) 7.38 (d) માનવ લાળ, 6.4.
- 7.56 દૂધ, કાળી કોફી, ટામેટાનો જ્યૂસ, લીંબુનો જ્યૂસ અને ઈંડાંની સફેદીના pH અનુક્રમે 6.8, 5.0, 4.2, 2.2 અને 7.8 છે. દરેકમાં તેને અનુરૂપ હાઈડ્રોજન આયન સાંદ્રતા ગણો.
- 7.57 જો 0.561 g KOH ને પાણીમાં ઓગાળી 298 K તાપમાને 200 mL દ્રાવણ બનાવવામાં આવ્યું. પોટેશિયમ, હાઈડ્રોજન આયન અને હાઈડ્રોક્સિલ આયનની સાંદ્રતા ગણો. તેની pH કેટલી હશે ?

- 7.58 $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ની દ્રાવ્યતા 298 K તાપમાને તેના દ્રાવણમાં 19.23 g/L છે. સ્ટ્રોન્શિયમ અને હાઈડ્રોક્સિલ આયનની સાંદ્રતા ગણો. pH પણ ગણો.
- 7.59 પ્રોપેનોઈક એસિડનો આયનીકરણ અચળાંક 1.32×10^{-5} છે. તેના 0.05 M દ્રાવણમાં એસિડનો આયનીકરણ અંશ ગણો અને pH પણ ગણો. જો દ્રાવણમાં 0.01M HCl પણ હોય તો દ્રાવણનો આયનીકરણ અંશ કેટલો થશે ?
- 7.60 સાયનિક એસિડ (HCNO)ના 0.1 M દ્રાવણની pH 2.34 છે. એસિડનો આયનીકરણ અચળાંક ગણો અને દ્રાવણમાં તેનો આયનીકરણ અંશ ગણો.
- 7.61 નાઈટ્રસ એસિડનો આયનીકરણ અચળાંક 4.5×10^{-4} છે. 0.04 M સોડિયમ નાઈટ્રાઈટ દ્રાવણની pH ગણો અને તેનો જળવિભાજન અંશ પણ ગણો.
- 7.62 પિરીડીનિયમ હાઈડ્રોક્લોરાઈડના 0.02 M દ્રાવણની pH = 3.44 છે. પિરીડીનનો આયનીકરણ અચળાંક ગણો.
- 7.63 નીચેના ક્ષારોના દ્રાવણ તટસ્થ, એસિડિક કે બેઝિક હશે તેનું પ્રાક્ષયન કરો :
NaCl, KBr, NaCN, NH_4NO_3 , NaNO_2 અને KF
- 7.64 ક્લોરોએસિટિક એસિડનો આયનીકરણ અચળાંક 1.35×10^{-3} છે. 0.1 M એસિડની pH કેટલી હશે ? અને તેના 0.1 M સોડિયમ ક્ષારના દ્રાવણમાં 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 પરિણમતા દ્રાવણની pH ગણો :
a) 10 mL 0.2M $\text{Ca}(\text{OH})_2$ + 25 mL 0.1M HCl
b) 10 mL 0.01M H_2SO_4 + 10 mL 0.01M $\text{Ca}(\text{OH})_2$
c) 10 mL 0.1M H_2SO_4 + 10 mL 0.1M KOH
- 7.67 298K તાપમાને સિલ્વર કોમેટ, બેરિયમ કોમેટ, ફેરિક હાઈડ્રોક્સાઈડ, લેડ ક્લોરાઈડ અને મરક્યુરસ ક્લોરાઈડની દ્રાવ્યતા કોષ્ટક 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 અનુક્રમે 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 ભેગા કરવામાં આવ્યા. તે કોંપર આયોડેટના અવક્ષેપન તરફ દોરી જશે (અવક્ષેપન થશે) ? (ક્યુપ્રિક આયોડેટનો $K_{sp} = 7.4 \times 10^{-8}$).
- 7.70 બેન્ઝોઈક એસિડનો આયનીકરણ અચળાંક 6.46×10^{-5} છે. સિલ્વર બેન્ઝોએટ માટે $K_{sp} = 2.5 \times 10^{-13}$ છે. સિલ્વર બેન્ઝોએટ 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 સાંદ્રતા કેટલી હોવી જોઈએ કે જેથી ફેરસ સલ્ફાઈડના અવક્ષેપ મળે નહિ ? (આયર્ન સલ્ફાઈડ માટે $K_{sp} = 6.3 \times 10^{-18}$).
- 7.72 298 K તાપમાને 1g કેલ્શિયમ સલ્ફેટને ઓગાળવા માટે પાણીનું ઓછામાં ઓછું કેટલું કદ જોઈશે ? (કેલ્શિયમ સલ્ફેટ માટે K_{sp} is 9.1×10^{-6}).
- 7.73 0.1M HClના દ્રાવણમાં હાઈડ્રોજન સલ્ફાઈડ વડે સંતૃપ્ત બનાવ્યા પછી સલ્ફાઈડ આયનની સાંદ્રતા 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 આદિરૂપ (Prototype)ના એક કિલોગ્રામના દળ જેટલું દળ છે. (3જી CGPM, 1901).

સેકન્ડ (s) : સેકન્ડ એટલે Cs-133 પરમાણુની ધરા અવસ્થાનાં બે અતિસૂક્ષ્મીય (hyperfine) સ્તરો (સપાટી) વચ્ચેની સંક્રાંતિને અનુરૂપ વિકિરણના 9192631770 આવર્ત માટે લાગતો સમય. (13મી CGPM, 1967).

એમ્પિયર (A) : એ પ્રવાહ છે કે જેને અનંત અંતરે રાખેલા બે સીધા સમાંતર વાહકો જેમના વૃત્તીય આડછેદ નગણ્ય 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 ઉષ્માગતિકીય તાપમાનનો એકમ છે અને તે પાણીના ત્રિબિંદુ તાપમાન ઉષ્માગતિકીય તાપમાનનો $1/273.16$ મો ભાગ છે. (13મી CGPM, 1967).

મોલ (mol) : મોલ પ્રણાલીના પદાર્થનું એ વજન છે જે કાર્બન -12 ના 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, ઇલેક્ટ્રોન, બીજા કણો અથવા આવા કણોના નિર્દિષ્ટ સમૂહો. (14મી CGPM, 1971).

કેન્ડેલા (Cd) : કેન્ડેલા એટલે સ્રોત કે જે 540×10^{12} હર્ટ્ઝની આવૃત્તિવાળું એકવર્ણી (monochromatic) વિકિરણનું ઉત્સર્જન છે અને તે વિકિરણ તીવ્રતા $1/683$ વોટ પ્રતિ સ્ટેરિડિયન (steradian)ની દિશામાં હોય છે. (16મી CGPM, 1979).

(આ સંજ્ઞાઓ આંતરરાષ્ટ્રીય કક્ષાએ સંમત થયેલી છે અને તેમને બીજી કોઈ ભાષા કે લિપિમાં ફેરવવી નહિ.)

તત્વો, તેમના પરમાણ્વીય-ક્રમાંક અને (મોલર) દળ

તત્વ	સંજ્ઞા	પરમાણ્વીય-ક્રમાંક	મોલરદળ (ગ્રામ મોલ ⁻¹)	તત્વ	સંજ્ઞા	પરમાણ્વીય-ક્રમાંક	મોલરદળ (ગ્રામ મોલ ⁻¹)
Actinium	Ac	89	227.03	Mendelevium	Md	101	258.10
Aluminium	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)				

(કોંસામં દર્શાવેલ મોલરદળનું મૂલ્ય સૌથી વધુ અર્થ આયુષ્ય ધરાવતા સમસ્થાનિકનું છે.)

પરિશિષ્ટ III

A. કેટલાક પદાર્થોની 298 K તાપમાને અને એક વાતાવરણ દબાણે વિશિષ્ટ અને મોલર ઉષ્માધારિતા		
પદાર્થ	વિશિષ્ટ ઉષ્માધારિતા (J/g)	આણ્વીય ઉષ્માધારિતા (J/mol)
હવા	0.720	20.8
પાણી (પ્રવાહી)	4.184	75.4
એમોનિયા (વાયુ)	2.06	35.1
હાઈડ્રોજન ક્લોરાઈડ	0.797	29.1
હાઈડ્રોજન બ્રોમાઈડ	0.360	29.1
એમોનિયા (પ્રવાહી)	4.70	79.9
ઈથાઈલ આલ્કોહોલ (પ્રવાહી)	2.46	113.16
ઈથીલીન ગ્લાયકોલ (પ્રવાહી)	2.42	152.52
પાણી (ઘન)	2.06	37.08
કાર્બન ટેટ્રાક્લોરાઈડ (પ્રવાહી)	0.861	132.59
ક્લોરોફ્લોરોકાર્બન (CCl ₂ F ₂)	0.5980	72.35
ઓઝોન	0.817	39.2
નિયોન	1.03	20.7
ક્લોરિન	0.477	33.8
બ્રોમિન	0.473	75.6
આયર્ન	0.460	25.1
કોપર	0.385	24.7
એલ્યુમિનિયમ	0.902	24.35
ગોલ્ડ	0.128	25.2
ગ્રેફાઈટ	0.720	8.65

B. કેટલાક વાયુઓની મોલર ઉષ્માધારિતા (J/mol)				
વાયુ	C_p	C_v	$C_p - C_v$	C_p / C_v
એકપરમાણ્વીય*				
હિલિયમ	20.9	12.8	8.28	1.63
આર્ગોન	20.8	12.5	8.33	1.66
આયોડિન	20.9	12.6	8.37	1.66
મરક્યુરી	20.8	12.5	8.33	1.66
દ્વિપરમાણ્વીય†				
હાઈડ્રોજન	28.6	20.2	8.33	1.41
ઓક્સિજન	29.1	20.8	8.33	1.39
નાઈટ્રોજન	29.0	20.7	8.30	1.40
હાઈડ્રોજન ક્લોરાઈડ	29.6	21.0	8.60	1.39
કાર્બન મોનોક્સાઈડ	29.0	21.0	8.00	1.41
ત્રિપરમાણ્વીય†				
નાઈટ્રસ ઓક્સાઈડ	39.0	30.5	8.50	1.28
કાર્બન ડાયોક્સાઈડ	37.5	29.0	8.50	1.29
બહુપરમાણ્વીય†				
ઈથેન	53.2	44.6	8.60	1.19

* માત્ર સ્થાનાંતરીય ગતિજ ઊર્જા

† સ્થાનાંતરીય, કંપનીય અને ભ્રમણીય ઊર્જા

ભૌતિક અચળાંકો

રાશિ	સંજ્ઞા	રૂઢિગત એકમ	SI-એકમ
ગુરુત્વપ્રવેગ (Acceleration of gravity)	g	980.6 cm s ⁻²	9.806 m s ⁻²
પરમાણ્વીય દળ એકમ (કાર્બન પરમાણુના 12મા ભાગનું દળ) (Atomic mass unit / 1/12 of the mass of ¹² C atom)	amu અથવા u	1.6606 × 10 ⁻²⁴ g	1.6606 × 10 ⁻²⁷ kg
એવોગેડ્રો અચળાંક (Avogadro constant)	N _A	6.022 × 10 ²³ particles mol ⁻¹	6.022 × 10 ²³ particles mol ⁻¹
બોહર ત્રિજ્યા (Bohr radius)	a ₀	0.52918A 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
ઇલેક્ટ્રોનના 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.ઉ.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

$$\pi = 3.1416$$

$$2.303 R = 4.576 \text{ cal mol}^{-1}, K = 19.15 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$e = 2.71828$$

$$2.303 RT \text{ (at } 25^\circ\text{C)} = 1364 \text{ cal mol}^{-1} = 5709 \text{ J mol}^{-1}$$

$$\ln X = 2.303 \log X$$

કેટલાંક ઉપયોગી રૂપાંતરણ ગુણક

દળ અને વજનના સામાન્ય એકમો

$$1 \text{ pound} = 453.59 \text{ gram}$$

$$1 \text{ pound} = 453.59 \text{ gram} = 0.45359 \text{ kilogram}$$

$$1 \text{ kilogram} = 1000 \text{ gram} = 2.205 \text{ pound}$$

$$1 \text{ gram} = 10 \text{ decigram} = 100 \text{ centigram} \\ = 1000 \text{ milligram}$$

$$1 \text{ gram} = 6.022 \times 10^{23} \text{ atomic mass unit or u}$$

$$1 \text{ atomic mass unit} = 1.6606 \times 10^{-24} \text{ gram}$$

$$1 \text{ metric ton} = 1000 \text{ kilogram} \\ = 2205 \text{ pound}$$

કદ માટેના સામાન્ય એકમો

$$1 \text{ quart} = 0.9463 \text{ litre}$$

$$1 \text{ litre} = 1.056 \text{ quarts}$$

$$1 \text{ litre} = 1 \text{ cubic decimetre} = 1000 \text{ cubic} \\ \text{centimeters} = 0.001 \text{ cubic metre}$$

$$1 \text{ millilitre} = 1 \text{ cubic centimetre} = 0.001 \text{ litre} \\ = 1.056 \times 10^{-3} \text{ quart}$$

$$1 \text{ cubic foot} = 28.316 \text{ litre} = 29.902 \text{ quart} \\ = 7.475 \text{ gallon}$$

ઊર્જાના સામાન્ય એકમો

$$1 \text{ joule} = 1 \times 10^7 \text{ erg}$$

$$1 \text{ thermochemical calorie} = 4.184 \text{ joule} \\ = 4.184 \times 10^7 \text{ erg}$$

$$= 4.129 \times 10^{-2} \text{ litre-atmosphere}$$

$$= 2.612 \times 10^{19} \text{ electron volt}$$

$$1 \text{ erg} = 1 \times 10^{-7} \text{ joule} = 2.3901 \times 10^{-8} \text{ calorie}$$

$$1 \text{ electron volt} = 1.6022 \times 10^{-19} \text{ joule} \\ = 1.6022 \times 10^{-12} \text{ erg} \\ = 96.487 \text{ kJ/mol}$$

$$1 \text{ litre-atmosphere} = 24.217 \text{ calorie} \\ = 101.32 \text{ joule} \\ = 1.0132 \times 10^9 \text{ erg}$$

$$1 \text{ British Thermal Unit} = 1055.06 \text{ joule}$$

$$= 1.05506 \times 10^{10} \text{ erg}$$

$$= 252.2 \text{ calorie}$$

લંબાઈના સામાન્ય એકમો

$$1 \text{ inch} = 2.54 \text{ centimetres (exactly)}$$

$$1 \text{ mile} = 5280 \text{ feet} = 1.609 \text{ kilometre}$$

$$1 \text{ yard} = 36 \text{ inch} = 0.9144 \text{ metre}$$

$$1 \text{ metre} = 100 \text{ centimetre} = 39.37 \text{ inch} \\ = 3.281 \text{ feet} \\ = 1.094 \text{ yard}$$

$$1 \text{ kilometre} = 1000 \text{ metre} = 1094 \text{ yard} \\ = 0.6215 \text{ mile}$$

$$1 \text{ angstrom} = 1.0 \times 10^{-8} \text{ centimetre} \\ = 0.10 \text{ nanometre}^* \\ = 1.0 \times 10^{-10} \text{ metre} \\ = 3.937 \times 10^{-9} \text{ inch}$$

દબાણ અને બળ*ના સામાન્ય એકમો

$$1 \text{ atmosphere} = 760 \text{ millimetre of mercury} \\ = 1.013 \times 10^5 \text{ pascal} \\ = 14.70 \text{ pound per square inch}$$

$$1 \text{ bar} = 10^5 \text{ pascal}$$

$$1 \text{ torr} = 1 \text{ millimetre of mercury}$$

$$1 \text{ pascal} = 1 \text{ kg/ms}^2 = 1 \text{ N/m}^2$$

તાપમાન (SI) આધારિત એકમ કેલ્વિન (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 °C થી 15.5 °C વધારવા માટે જરૂરી ઉષ્માનો જથ્થો.

† એ નોંધો કે બીજા એકમો પ્રતિકણ છે અન તેમને સરખાવવાયોગ્ય બનાવવા માટે તેમને 6.022 × 10²³ વડે ગુણવા જોઈએ.

ઉષ્માગતિકીય માહિતી 298 K તાપમાને

અકાર્બનિક પદાર્થો

પદાર્થ	સર્જન એન્થાલ્પી $\Delta_f H^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	ગીબ્સ સર્જન ઊર્જા $\Delta_f G^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	એન્ટ્રોપી* $S^\ominus / (\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1})$
એલ્યુમિનિયમ			
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
એન્ટિમની			
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
આર્સેનિક			
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
કેલ્શિયમ			
Ca(s)	0	0	41.42
Ca(g)	178.2	144.3	154.88
Ca ²⁺ (aq)	-542.83	-553.58	-53.1

પદાર્થ	સર્જન એન્થાલ્પી $\Delta_f H^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	ગીબ્સ સર્જન ઊર્જા $\Delta_f G^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	એન્ટ્રોપી* $S^\ominus / (\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1})$
કેલ્શિયમ (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), કેલ્સાઈટ	-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), ગ્રેફાઈટ	0	0	5.740
C(s), હીરો	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 કોષ્ટક સાથે જ આપેલ છે.

(ચાલુ)

પદાર્થ	સર્જન એન્થાલ્પી $\Delta_f H^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	ગીબ્સ સર્જન ઊર્જા $\Delta_f G^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	એન્ટ્રોપી* $S^\ominus / (\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1})$
ડ્યુટેરિયમ			
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
હાઈડ્રોજન (ડ્યુટેરિયમ 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
આયર્ન			
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), મેગ્નેટાઈટ	-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
લૅડ			
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
મેગ્નેશિયમ			
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

પદાર્થ	સર્જન એન્થાલ્પી $\Delta_f H^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	ગીબ્સ સર્જન ઊર્જા $\Delta_f G^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	એન્ટ્રોપી* $S^\ominus / (\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1})$
મરક્યુરિ			
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
ઑક્સિજન			
O ₂ (g)	0	0	205.14
O ₃ (g)	142.7	163.2	238.93
OH ⁻ (aq)	-229.99	-157.24	-10.75
ફોસ્ફરસ			
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

पदार्थ	सर्जन अन्थाल्पी $\Delta_f H^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	गील्स सर्जन ऊर्जा $\Delta_f G^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	अन्ट्रोपी* $S^\ominus / (\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1})$
पोटेशियम (यालु)			
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
सिलिकोन			
Si(s)	0	0	18.83
SiO ₂ (s,o)	-910.94	-856.64	41.84
सिल्वर			
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
सोडियम			
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
सल्फर			
S(s), रूडोम्बिक	0	0	31.80
S(s), मोनोक्लिन्क	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

પદાર્થ	સર્જન એન્થાલ્પી $\Delta_f H^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	ગીબ્સ સર્જન ઊર્જા $\Delta_f G^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	એન્ટ્રોપી* $S^\ominus / (\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1})$
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
ઝિંક			
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

* દ્રાવણમાં વ્યક્તિગત આયનોની એન્ટ્રોપી પાણીમાં H⁺ની એન્ટ્રોપી 0 (શૂન્ય) ગણીને આ મૂલ્યની સાપેક્ષમાં બીજા બધા આયનોની એન્ટ્રોપી નક્કી કરવામાં આવે છે. આથી ઋણ એન્ટ્રોપી એ છે જે H⁺ની પાણીમાં એન્ટ્રોપી કરતાં ઓછી છે.

કાર્બનિક સંયોજનો

પદાર્થ	દહન એન્થાલ્પી $\Delta_c H^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	સર્જન એન્થાલ્પી $\Delta_f H^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	ગીબ્સ સર્જન ઊર્જા $\Delta_f G^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	એન્ટ્રોપી $S^\ominus / (\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1})$
હાઇડ્રોકાર્બન				
CH ₄ (g), મિથેન	-890	-74.81	-50.72	186.26
C ₂ H ₂ (g), ઇથાઇન (એસિટિલિન)	-1300	226.73	209.20	200.94
C ₂ H ₄ (g), ઇથિન (ઇથીલીન)	-1411	52.26	68.15	219.56
C ₂ H ₆ (g), ઇથેન	-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), બ્યુટેન	-2878	-126.15	-17.03	310.1
C ₅ H ₁₂ (g), પેન્ટેન	-3537	-146.44	-8.20	349
C ₆ H ₆ (l), બેન્ઝીન	-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), સાયક્લોહેક્ઝેન	-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), ઇથેનોલ	-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

પદાર્થ	દહન એન્થાલ્પી $\Delta_c H^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	સર્જન એન્થાલ્પી $\Delta_f H^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	ગીબ્સ સર્જન ઊર્જા $\Delta_f G^\ominus / (\text{kJ mol}^{-1})$	એન્ટ્રોપી $S^\ominus / (\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1})$
કાર્બોક્સિલિક એસિડ				
HCOOH(l), ફોર્મિક એસિડ	-255	-424.72	-361.35	128.95
CH ₃ COOH(l), એસિટિક એસિડ	-875	-484.5	-389.9	159.8
CH ₃ COOH (aq)	—	-485.76	-396.64	86.6
(COOH) ₂ (s), ઓક્ઝેલિક એસિડ	-254	-827.2	-697.9	120
C ₆ H ₅ COOH(s), બેન્ઝોઈક એસિડ	-3227	-385.1	-245.3	167.6
આલ્ડીહાઈડ અને કીટોન				
HCHO(g), મિથેનાલ (ફોર્માલ્ડીહાઈડ)	-571	-108.57	-102.53	218.77
CH ₃ CHO(l), ઇથેનાલ (એસીટાલ્ડીહાઈડ)	-1166	-192.30	-128.12	160.2
CH ₃ CHO(g)	-1192	-166.19	-128.86	250.3
CH ₃ COCH ₃ (l), પ્રોપેનોન (એસિટોન)	-1790	-248.1	-155.4	200
સુગર				
C ₆ H ₁₂ O ₆ (s), ગ્લુકોઝ	-2808	-1268	-910	212
C ₆ H ₁₂ O ₆ (aq)	—	—	-917	—
C ₆ H ₁₂ O ₆ (s), ફ્રુક્ટોઝ	-2810	-1266	—	—
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (s), સુક્રોઝ	-5645	-2222	-1545	360
નાઈટ્રોજન સંયોજનો				
CO(NH ₂) ₂ (s), યુરિયા	-632	-333.51	-197.33	104.60
C ₆ H ₅ NH ₂ (l), એનિલિન	-3393	31.6	149.1	191.3
NH ₂ CH ₂ COOH(s), ગ્લાયસીન	-969	-532.9	-373.4	103.51
CH ₃ NH ₂ (g), મિથાઈલ અમાઈન	-1085	-22.97	32.16	243.41

298 K तापमाने प्रमाणित पोटेन्शियल विद्युतरसायनिक क्रममां

रिडक्शन-अर्ध प्रक्रिया	E°/V	रिडक्शन-अर्ध प्रक्रिया	E°/V
$H_4XeO_6 + 2H^+ + 2e^- \longrightarrow XeO_3 + 3H_2O$	+3.0	$Cu^+ + e^- \longrightarrow Cu$	+0.52
$F_2 + 2e^- \longrightarrow 2F^-$	+2.87	$NiOOH + H_2O + e^- \longrightarrow Ni(OH)_2 + OH^-$	+0.49
$O_3 + 2H^+ + 2e^- \longrightarrow O_2 + H_2O$	+2.07	$Ag_2CrO_4 + 2e^- \longrightarrow 2Ag + CrO_4^{2-}$	+0.45
$S_2O_8^{2-} + 2e^- \longrightarrow 2SO_4^{2-}$	+2.05	$O_2 + 2H_2O + 4e^- \longrightarrow 4OH^-$	+0.40
$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$	+1.98	$ClO_4^- + H_2O + 2e^- \longrightarrow ClO_3^- + 2OH^-$	+0.36
$Co^{3+} + e^- \longrightarrow Co^{2+}$	+1.81	$[Fe(CN)_6]^{3-} + e^- \longrightarrow [Fe(CN)_6]^{4-}$	+0.36
$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \longrightarrow 2H_2O$	+1.78	$Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$	+0.34
$Au^+ + e^- \longrightarrow Au$	+1.69	$Hg_2Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Hg + 2Cl^-$	+0.27
$Pb^{4+} + 2e^- \longrightarrow Pb^{2+}$	+1.67	$AgCl + e^- \longrightarrow Ag + Cl^-$	+0.27
$2HClO + 2H^+ + 2e^- \longrightarrow Cl_2 + 2H_2O$	+1.63	$Bi^{3+} + 3e^- \longrightarrow Bi$	+0.20
$Ce^{4+} + e^- \longrightarrow Ce^{3+}$	+1.61	$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2SO_3 + H_2O$	+0.17
$2HBrO + 2H^+ + 2e^- \longrightarrow Br_2 + 2H_2O$	+1.60	$Cu^{2+} + e^- \longrightarrow Cu^+$	+0.16
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	+1.51	$Sn^{4+} + 2e^- \longrightarrow Sn^{2+}$	+0.15
$Mn^{3+} + e^- \longrightarrow Mn^{2+}$	+1.51	$AgBr + e^- \longrightarrow Ag + Br^-$	+0.07
$Au^{3+} + 3e^- \longrightarrow Au$	+1.40	$Ti^{4+} + e^- \longrightarrow Ti^{3+}$	0.00
$Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-$	+1.36	$2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$	0.0
$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$	+1.33		व्याख्या प्रमाणे
$O_3 + H_2O + 2e^- \longrightarrow O_2 + 2OH^-$	+1.24	$Fe^{3+} + 3e^- \longrightarrow Fe$	-0.04
$O_2 + 4H^+ + 4e^- \longrightarrow 2H_2O$	+1.23	$O_2 + H_2O + 2e^- \longrightarrow HO_2^- + OH^-$	-0.08
$ClO_4^- + 2H^+ + 2e^- \longrightarrow ClO_3^- + 2H_2O$	+1.23	$Pb^{2+} + 2e^- \longrightarrow Pb$	-0.13
$MnO_2 + 4H^+ + 2e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 2H_2O$	+1.23	$In^+ + e^- \longrightarrow In$	-0.14
$Pt^{2+} + 2e^- \longrightarrow Pt$	+1.20	$Sn^{2+} + 2e^- \longrightarrow Sn$	-0.14
$Br_2 + 2e^- \longrightarrow 2Br^-$	+1.09	$AgI + e^- \longrightarrow Ag + I^-$	-0.15
$Pu^{4+} + e^- \longrightarrow Pu^{3+}$	+0.97	$Ni^{2+} + 2e^- \longrightarrow Ni$	-0.23
$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \longrightarrow NO + 2H_2O$	+0.96	$V^{3+} + e^- \longrightarrow V^{2+}$	-0.26
$2Hg^{2+} + 2e^- \longrightarrow Hg_2^{2+}$	+0.92	$Co^{2+} + 2e^- \longrightarrow Co$	-0.28
$ClO^- + H_2O + 2e^- \longrightarrow Cl^- + 2OH^-$	+0.89	$In^{3+} + 3e^- \longrightarrow In$	-0.34
$Hg^{2+} + 2e^- \longrightarrow Hg$	+0.86	$Tl^+ + e^- \longrightarrow Tl$	-0.34
$NO_3^- + 2H^+ + e^- \longrightarrow NO_2 + H_2O$	+0.80	$PbSO_4 + 2e^- \longrightarrow Pb + SO_4^{2-}$	-0.36
$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$	+0.80	$Ti^{3+} + e^- \longrightarrow Ti^{2+}$	-0.37
$Hg_2^{2+} + 2e^- \longrightarrow 2Hg$	+0.79	$Cd^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cd$	-0.40
$Fe^{3+} + e^- \longrightarrow Fe^{2+}$	+0.77	$In^{2+} + e^- \longrightarrow In^+$	-0.40
$BrO^- + H_2O + 2e^- \longrightarrow Br^- + 2OH^-$	+0.76	$Cr^{3+} + e^- \longrightarrow Cr^{2+}$	-0.41
$Hg_2SO_4 + 2e^- \longrightarrow 2Hg + SO_4^{2-}$	+0.62	$Fe^{2+} + 2e^- \longrightarrow Fe$	-0.44
$MnO_4^{2-} + 2H_2O + 2e^- \longrightarrow MnO_2 + 4OH^-$	+0.60	$In^{3+} + 2e^- \longrightarrow In^+$	-0.44
$MnO_4^- + e^- \longrightarrow MnO_4^{2-}$	+0.56	$S + 2e^- \longrightarrow S^{2-}$	-0.48
$I_2 + 2e^- \longrightarrow 2I^-$	+0.54	$In^{3+} + e^- \longrightarrow In^{2+}$	-0.49
$I_3^- + 2e^- \longrightarrow 3I^-$	+0.53	$U^{4+} + e^- \longrightarrow U^{3+}$	-0.61
		$Cr^{3+} + 3e^- \longrightarrow Cr$	-0.74
		$Zn^{2+} + 2e^- \longrightarrow Zn$	-0.76

रिडक्शन-अर्ध प्रक्रिया	E^\ominus/V	रिडक्शन-अर्ध प्रक्रिया	E^\ominus/V
$Cd(OH)_2 + 2e^- \longrightarrow Cd + 2OH^-$	-0.81	$La^{3+} + 3e^- \longrightarrow La$	-2.52
$2H_2O + 2e^- \longrightarrow H_2 + 2OH^-$	-0.83	$Na^+ + e^- \longrightarrow Na$	-2.71
$Cr^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cr$	-0.91	$Ca^{2+} + 2e^- \longrightarrow Ca$	-2.87
$Mn^{2+} + 2e^- \longrightarrow Mn$	-1.18	$Sr^{2+} + 2e^- \longrightarrow Sr$	-2.89
$V^{2+} + 2e^- \longrightarrow V$	-1.19	$Ba^{2+} + 2e^- \longrightarrow Ba$	-2.91
$Ti^{2+} + 2e^- \longrightarrow Ti$	-1.63	$Ra^{2+} + 2e^- \longrightarrow Ra$	-2.92
$Al^{3+} + 3e^- \longrightarrow Al$	-1.66	$Cs^+ + e^- \longrightarrow Cs$	-2.92
$U^{3+} + 3e^- \longrightarrow U$	-1.79	$Rb^+ + e^- \longrightarrow Rb$	-2.93
$Sc^{3+} + 3e^- \longrightarrow Sc$	-2.09	$K^+ + e^- \longrightarrow K$	-2.93
$Mg^{2+} + 2e^- \longrightarrow Mg$	-2.36	$Li^+ + e^- \longrightarrow Li$	-3.05
$Ce^{3+} + 3e^- \longrightarrow Ce$	-2.48		

કેટલાક પસંદ કરેલા કોયડાના જવાબ

એકમ 1

- 1.17 $\sim 15 \times 10^{-4} \text{ g}$, $1.25 \times 10^{-4} \text{ m}$
- 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 $6.00 \times 10^{-1} \text{ m} = 0.600 \text{ m}$
- 1.23 (i) B સીમિત છે. (ii) A સીમિત છે.
(iii) તત્ત્વયોગમિતીય મિશ્રણ - ના (iv) B સીમિત છે.
(v) A સીમિત છે.
- 1.24 (i) $2.43 \times 10^3 \text{ g}$ (ii) હા
(iii) પ્રક્રિયા થયા વગર હાઈડ્રોજન રહેશે; $5.72 \times 10^2 \text{ g}$
- 1.26 10 કદ
- 1.27 (i) $2.87 \times 10^{-11} \text{ m}$ (ii) $1.515 \times 10^{-11} \text{ m}$ (iii) $2.5365 \times 10^{-2} \text{ kg}$
- 1.30 $1.99265 \times 10^{-23} \text{ g}$
- 1.31 (i) 3 (ii) 4 (iii) 4
- 1.32 $39.948 \text{ g mol}^{-1}$
- 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} , આણ્વીય સૂત્ર C_2H_2
- 1.35 0.94 g CaCO_3
- 1.36 8.40 g HCl

એકમ 2

- 2.1 (i) 1.099×10^{27} ઈલેક્ટ્રોન (ii) $5.48 \times 10^{-7} \text{ kg}$, $9.65 \times 10^4 \text{ C}$
- 2.2 (i) 6.022×10^{24} ઈલેક્ટ્રોન
(ii) (a) 2.4088×10^{21} ન્યૂટ્રોન (b) $4.0347 \times 10^{-6} \text{ kg}$
(iii) (a) 1.2044×10^{22} પ્રોટોન (b) $2.015 \times 10^{-5} \text{ kg}$
- 2.3 7,6: 8,8: 12,12: 30,26: 50, 38
- 2.4 (i) Cl (ii) U (iii) Be
- 2.5 $5.17 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$, $1.72 \times 10^6 \text{ m}^{-1}$

- 2.6 (i) $1.988 \times 10^{-18} \text{ J}$ (ii) $3.98 \times 10^{-15} \text{ J}$
- 2.7 $6.0 \times 10^{-2} \text{ m}$, $5.0 \times 10^9 \text{ s}^{-1}$ અને 16.66 m^{-1}
- 2.8 2.012×10^{16} ફોટોન
- 2.9 (i) $4.97 \times 10^{-19} \text{ J}$ (3.10 eV); (ii) 0.97 eV (iii) $5.84 \times 10^5 \text{ m s}^{-1}$
- 2.10 494 kJ mol^{-1}
- 2.11 $7.18 \times 10^{19} \text{ s}^{-1}$
- 2.12 $4.41 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$, $2.91 \times 10^{-19} \text{ J}$
- 2.13 486 nm
- 2.14 $8.72 \times 10^{-20} \text{ J}$
- 2.15 15 ઉત્સર્જન રેખાઓ
- 2.16 (i) $8.72 \times 10^{-20} \text{ J}$ (ii) 1.3225 nm
- 2.17 $1.523 \times 10^6 \text{ m}^{-1}$
- 2.18 $2.08 \times 10^{-11} \text{ અર્ગ}$, 950 Å
- 2.19 3647 Å
- 2.20 $3.55 \times 10^{-11} \text{ m}$
- 2.21 8967 Å
- 2.22 Na^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+} ; Ar, S^{2-} અને K^+
- 2.23 (i) (a) $1s^2$ (b) $1s^2 2s^2 2p^6$; (c) $1s^2 2s^2 2p^6$ (d) $1s^2 2s^2 2p^6$
- 2.24 $n = 5$
- 2.25 $n = 3$; $l = 2$; $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$ (કોઈ પણ એક મૂલ્ય)
- 2.26 (i) 29 પ્રોટોન
- 2.27 1, 2, 15
- 2.28 (i) l m_l
 0 0
 1 -1,0,+1
 2 -2,-1,0,+1,+2
 (ii) $l = 2$; $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$
 (iii) $2s, 2p$
- 2.29 (a) $1s$, (b) $3p$, (c) $4d$ અને (d) $4f$
- 2.30 (a), (c) અને (e) શક્ય નથી.
- 2.31 (a) 16 ઈલેક્ટ્રોન (b) 2 ઈલેક્ટ્રોન
- 2.33 $n = 2$ થી $n = 1$
- 2.34 $8.72 \times 10^{-18} \text{ J}$ પ્રતિ પરમાણુ
- 2.35 1.33×10^9
- 2.36 0.06 nm
- 2.37 (a) $1.3 \times 10^2 \text{ pm}$ (b) 6.15×10^7 પરમાણુ
- 2.38 1563
- 2.39 8

- 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 આપેલ તત્ત્વ માટે સમસ્થાનિકોમાં પ્રોટોન સંખ્યા સરખી હોય છે, જ્યારે દળ-ક્રમાંક અલગ હોઈ શકે છે.
- 2.42 ${}_{35}^{81}\text{Br}$
- 2.43 ${}_{17}^{37}\text{Cl}^{-1}$
- 2.44 ${}_{26}^{56}\text{Fe}^{3+}$
- 2.45 કોસ્મિક કિરણો > X-કિરણો > અંબર (amber) રંગ > માઈક્રોવેવ > 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 ફોટોઈલેક્ટ્રોનની ગતિજ ઊર્જા = $9.29 \times 10^{-20} \text{ J}$,
ફોટોઈલેક્ટ્રોનનો 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 ઈન્ફ્રારેડ, 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 વ્યાખ્યાયિત 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 1247.8 g mol⁻¹
- 5.11 3/5 5.12 50 K 5.13 4.2154×10^{23} ઈલેક્ટ્રોન
- 5.14 1.90956×10^6 વર્ષ 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

એકમ 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 પ્રણાલી 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 ઋણ છે (બંધ ઊર્જા મુક્ત થઈ છે) ΔS ઋણ છે (પરમાણુ કરતાં અણુમાં અસ્તવ્યસ્તતા ઓછી છે.)
 6.19 0.164 kJ , પ્રક્રિયા સ્વયંસ્ફુરિત નથી.
 6.20 $-5.744 \text{ kJ mol}^{-1}$
 6.21 NO(g) અસ્થાયી છે, પણ $\text{NO}_2(\text{g})$ બને છે.
 6.22 $q_{\text{surr}} = +286 \text{ kJ mol}^{-1}$
 $\Delta S_{\text{surr}} = 959.73 \text{ J K}^{-1}$

એકમ 7

- 7.2 12.229 molL^{-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 $[\text{N}_2] = 0.0482 \text{ molL}^{-1}$, $[\text{O}_2] = 0.0933 \text{ molL}^{-1}$, $[\text{N}_2\text{O}] = 6.6 \times 10^{-21} \text{ molL}^{-1}$
 7.9 NO ના 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 molL^{-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 molL^{-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 નીપજ બનવા તરફ આગળ વધે છે.
 7.22 $3 \times 10^{-4} \text{ molL}^{-1}$ 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 [ફિનોલેટ આયન] = 2.2×10^{-6} , $\alpha = 4.47 \times 10^{-5}$, સોડિયમ ફિનોલેટના દ્રાવણમાં $\alpha = 10^{-8}$

- 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 $[\text{A}^-] = 7.08 \times 10^{-5}\text{M}$, $K_a = 5.08 \times 10^{-7}$, $\text{p}K_a = 6.29$
- 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, $\text{p}K_a = 2.70$
- 7.51 $K_b = 1.6 \times 10^{-6}$, $\text{p}K_b = 5.8$
- 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 $[\text{Sr}^{2+}] = 0.1581\text{M}$, $[\text{OH}^-] = 0.3162\text{M}$, pH = 13.50
- 7.59 $\alpha = 1.63 \times 10^{-2}$, pH = 3.09. 0.01M HClની હાજરીમાં $\alpha = 1.32 \times 10^{-3}$
- 7.60 $K_a = 2.09 \times 10^{-4}$ અને આયનીકરણ અંશ = 0.0457
- 7.61 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 બેઝિક અને NH_4NO_3 નું દ્રાવણ એસિડિક છે.
- 7.64 (a) એસિડ દ્રાવણની pH = 1.9 (b) ક્ષારના દ્રાવણની pH = 7.9
- 7.65 pH = 6.78
- 7.66 (a) 12.6 (b) 7.00 (c) 1.3
- 7.67 સિલ્વર ક્રોમેટ 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 ક્રોમેટ S = $1.1 \times 10^{-5}\text{M}$;
 Ba^{2+} અને CrO_4^{2-} પ્રત્યેકની મોલારિટી $1.1 \times 10^{-5}\text{M}$; ફેરિક હાઈડ્રોક્સાઈડ S = $1.39 \times 10^{-10}\text{M}$;
 Fe^{3+} ની મોલારિટી = $1.39 \times 10^{-10}\text{M}$; $[\text{OH}^-]$ ની મોલારિટી = $4.17 \times 10^{-10}\text{M}$
લેડ ક્લોરાઈડ S = $1.59 \times 10^{-2}\text{M}$; Pb^{2+} ની મોલારિટી = $1.59 \times 10^{-2}\text{M}$
Clની 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 ક્રોમેટ વધારે દ્રાવ્ય છે અને તેમની મોલારિટીનો ગુણોત્તર = 91.9
- 7.69 અવક્ષેપ નહિ થાય.
- 7.70 સિલ્વર બેન્ઝોએટ 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 ક્લોરાઈડ દ્રાવણમાં અવક્ષેપન થશે.

પારિભાષિક શબ્દો

A

Absolute zero	નિરપેક્ષ શૂન્ય
Accuracy	ચોકસાઈ
Actinide series	એક્ટિનાઈડ શ્રેણી
Adiabatic	સમોષ્મી (રૂઢોષ્મી)
Alpha (α) particle scattering experiment	આલ્ફા (α) કણ પ્રકીર્ણન પ્રયોગ
Anion	એનાયન (ઋણાયન)
Aqueous tension	જલીય તાણ
Arrhenius acids and bases	આર્હેનિયસ એસિડ અને બેઈઝ
Atom	પરમાણુ
Atomic mass	પરમાણ્વીય દળ
Atomic mass unit	પરમાણ્વીય દળ એકમ
Atomic models	પરમાણ્વીય નમૂના
Atomic number	પરમાણ્વીય-ક્રમાંક
Atomic orbitals	પરમાણ્વીય કક્ષકો
Atomic radius	પરમાણ્વીય ત્રિજ્યા
Atomic spectra	પરમાણ્વીય વર્ણવટ
Aufbau principle	આઉફબાઉ સિદ્ધાંત
Average atomic mass	સરેરાશ પરમાણ્વીય દળ
Avogadro constant	એવોગેડ્રો અચળાંક
Avogadro Law	એવોગેડ્રો નિયમ
Azimuthal quantum number	ગૌણ ક્વૉન્ટમ આંક

B

Balmer series	બામર શ્રેણી
Base physical quantities	પાયાની ભૌતિક રાશિઓ
Bohr model of atom	પરમાણુનો બોહ્ર નમૂનો
Bohr radius	બોહ્ર ત્રિજ્યા
Bond angle	બંધ કોણ
Bond dissociation energy	બંધ વિયોજન ઊર્જા
Bond enthalpy	બંધ એન્થાલ્પી
Bond length	બંધ લંબાઈ
Bond order	બંધ ક્રમાંક
Born-Haber cycle	બોર્ન-હેબર ચક્ર
Boundary surface diagrams	સીમા સપાટી આરેખ
Boyle's law	બોઈલનો નિયમ
Boyle point	બોઈલ બિંદુ
Boyle temperature	બોઈલ તાપમાન
Bronsted-Lowry acids and bases	બ્રોન્સ્ટેડ-લોરી એસિડ અને બેઈઝ
Buffer solution	બફર દ્રાવણ

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 ગુણધર્મો
Chemical reactivity	રાસાયણિક પ્રતિક્રિયાત્મકતા
Combined gas law	સંયુક્ત વાયુ નિયમ
Common ion effect	સમાન આયન અસર
Compound	સંયોજન
Conjugate acid-base pair	સંયુગ્મ એસિડ-બેઈઝ જોડ (યુગ્મ)
Continuous spectrum	સતત વર્ણપટ
Covalent bond	સહસંયોજક બંધ
Covalent radius	સહસંયોજક ત્રિજ્યા
Critical pressure	ક્રાંતિક દબાણ
Critical temperature	ક્રાંતિક તાપમાન
Critical volume	ક્રાંતિક કદ
Closed system	બંધ પ્રણાલી

D

Dalton's Atomic theory	ડાલ્ટનનો પરમાણ્વીય સિદ્ધાંત
Dalton's law of partial pressure	ડાલ્ટનનો આંશિક (વિભાગીય) દબાણનો નિયમ
Density	ઘનતા
Deuterium	ડ્યુટેરિયમ
Deviation from ideal gas behaviour	આદર્શ વાયુ વર્તણૂકમાંથી વિચલન
Diagonal relationship	વિકર્ણિય સંબંધ
Diatomic molecules	દ્વિપરમાણ્વીય અણુ
Dimensional analysis	પરિમાણાત્મક પૃથક્કરણ
Dipole moment	દ્વિ-ધ્રુવ ચાકમાત્રા
Dipole-dipole force	દ્વિધ્રુવ-દ્વિધ્રુવ-બળ
Dipole induced dipole forces	દ્વિધ્રુવ પ્રેરિત દ્વિધ્રુવ બળ
Dispersion force	વિસર્જન બળ
Dual behaviour of matter	દ્રવ્યનો દ્વૈત સ્વભાવ
Dynamic equilibrium	ગતિશીલ સંતુલન

E

Effective nuclear charge	અસરકારક કેન્દ્રીય ભાર
Electron	ઈલેક્ટ્રોન

Element	તત્ત્વ	Hess's law	હેસનો નિયમ
Electronegativity	વિદ્યુતઋણતા	Heterogeneous equilibria	વિષમાંગ સંતુલન
Electron gain enthalpy	ઇલેક્ટ્રોન પ્રાપ્તિ એન્થાલ્પી	Homogeneous equilibria	સમાંગ સંતુલન
Electromagnetic radiation	વિદ્યુતચુંબકીય વિકિરણ	Hund's rule of maximum multiplicity	હુન્ડનો મહત્તમ ગુણકતાનો નિયમ
Electromagnetic spectrum	વિદ્યુતચુંબકીય વર્ણપટ	Hybridisation	સંકરણ
Electronic configuration	ઇલેક્ટ્રોનીય રચના	Hydrogen bonding	હાઇડ્રોજન બંધન
Elements <i>d</i> -block	<i>d</i> -વિભાગના તત્ત્વો	Hydrogen spectrum	હાઇડ્રોજન વર્ણપટ
Elements <i>p</i> -block	<i>p</i> -વિભાગના તત્ત્વો	Hydronium ion	હાઇડ્રોનિયમ આયન
Elements <i>f</i> -block	<i>f</i> -વિભાગના તત્ત્વો	I	
Elements <i>s</i> -block	<i>s</i> -વિભાગના તત્ત્વો	Ideal gas equation	આદર્શ વાયુ સમીકરણ
Empirical formula	પ્રમાણસૂચક સૂત્ર	Intermolecular forces	આંતર આણ્વીય બળો
Emission spectrum	ઉત્સર્જન વર્ણપટ	Internal energy	આંતરિક ઊર્જા
Enthalpy	એન્થાલ્પી	Intensive property	વિશિષ્ટ ગુણધર્મો
Enthalpy change during phase transformation	કલા રૂપાંતરણ દરમિયાન એન્થાલ્પી ફેરફેર	Ionic bond	આયનીય બંધ
Enthalpy of atomization	પરમાણ્વીયકરણ એન્થાલ્પી	Ionic equilibrium	આયનીય સંતુલન
Enthalpy of combustion	દહન એન્થાલ્પી	Ionic product of water	પાણીનો આયનીય ગુણાકાર
Enthalpy of solution	દ્રાવણની એન્થાલ્પી	Ionic radius	આયનીય ત્રિજ્યા
Entropy	એન્ટ્રોપી	Ionization constant	આયનીકરણ અચળાંક
Equation of state	અવસ્થા સમીકરણ	Ionization enthalpy	આયનીકરણ એન્થાલ્પી
Equilibrium constant	સંતુલન અચળાંક	Ionization of acids and bases	એસિડ અને બેઇઝનું આયનીકરણ
Equilibrium equation	સંતુલન સમીકરણ	Isobar	સમભારક
Equilibrium mixture	સંતુલન મિશ્રણ	Isocore	આઇસોકોર
Equilibrium vapour pressure	સંતુલન બાષ્પ દબાણ	Isoelectronic species	સમઇલેક્ટ્રોનીય સ્પીસિઝ
Exchange energy	વિનિમય ઊર્જા	Isolated system	નિરાળી પ્રણાલી
Excited state of atom	પરમાણુની ઉત્તેજિત અવસ્થા	Isotherm	સમતાપ
Extensive property	માત્રાત્મક ગુણધર્મ	Isotopes	સમસ્થાનિક
F		K	
Fajan's rule	ફજાનનો નિયમ	Kelvin temperature scale	કેલ્વિન તાપમાન માપકમ
First law of thermodynamics	ઉષ્માગતિશાસ્ત્રનો પ્રથમ નિયમ	Kössel –Lewis approach	કોસેલ-લુઈસ અભિગમ
Formal charge	નિયમનિષ્ઠ ભાર	L	
Formula mass	સૂત્રદળ	Lanthanide series	લેન્થેનાઇડ શ્રેણી
G		Lattice enthalpy	લેટિસ એન્થાલ્પી
Gas	વાયુ	Law of chemical equilibrium	રાસાયણિક સંતુલનનો નિયમ
Gas laws	વાયુ નિયમો	Law of conservation of mass	દળસંચયનો નિયમ
Gay-Lussac's law of gaseous volume	ગે લ્યુસેકનો વાયુમય કદનો નિયમ	Law of definite proportion	નિશ્ચિત પ્રમાણનો નિયમ
Gay-Lussac's law, pressure temperature relationship	ગે લ્યુસેકનો નિયમ, દબાણ-તાપમાન સંબંધ	Law of multiple proportions	ગુણક પ્રમાણનો નિયમ
Gibbs energy	ગીબ્સ ઊર્જા	Law of Octaves	અષ્ટકનો નિયમ
Ground state of atom	પરમાણુની ધરા (ભૂમિ) અવસ્થા	Law of Triads	ત્રિપુટીનો નિયમ
H		Le Chatelier's principle	લ શેટેલિયરનો સિદ્ધાંત
Halogens	હેલોજન	Lewis acids and bases	લુઈસ એસિડ અને બેઇઝ
Heisenberg's uncertainty principle	હાઇઝનબર્ગનો અનિશ્ચિતતાનો સિદ્ધાંત	Lewis dot structure	લુઈસ બિંદુ રચના

Lewis symbols	લુઇસ સંજ્ઞાઓ
Limiting reagent	સીમિત પ્રક્રિયક
Line spectrum	રેખા વર્ણપટ
Linear combination of atomic orbitals (LCAO)	પરમાણ્વીય કક્ષકોનું રૈખિક સંગઠન (LCAO)
Liquid	પ્રવાહી
Liquid state	પ્રવાહી અવસ્થા
Liquid-vapour equilibrium	પ્રવાહી-બાષ્પ સંતુલન
Liquifaction of gases	વાયુઓનું પ્રવાહીકરણ
London force	લંડન બળ

M

Magnetic orbital quantum number	ચુંબકીય કક્ષકીય ક્વોન્ટમ આંક
Mass	દળ
Mass number	દળ ક્રમાંક
Mass per cent	દળ ટકા
Matter	દ્રવ્ય
Measurement, English system	માપન, ઈંગ્લિશ પદ્ધતિ
Measurement, Metric system	માપન, મેટ્રિક પદ્ધતિ
Measurement, Volume	માપન, કદ
Mendeleev's periodic law	મેન્ડેલીફનો આવર્ત નિયમ
Metallic radius	ધાત્વીય ત્રિજ્યા
Metalloids	અર્ધધાતુઓ
Metals	ધાતુઓ
Mixture	મિશ્રણ
Mixture heterogeneous	મિશ્રણ વિષમાંગ
Mixture homogeneous	મિશ્રણ સમાંગ
Modern periodic law	આધુનિક આવર્ત નિયમ
Molality	મોલાલિટી
Molar enthalpy of fusion	મોલર ગલન એન્ટાલ્પી
Molar enthalpy of vaporization	મોલર બાષ્પન એન્ટાલ્પી
Molar mass	મોલર દળ
Molarity	મોલારિટી
Mole	મોલ
Mole fraction	મોલ અંશ
Molecular formula	આણ્વીય સૂત્ર
Molecular mass	આણ્વીય દળ
Molecular orbital theory	આણ્વીય કક્ષક વાદ
Molecule	અણુ

N

National standards of measurements	માપનના રાષ્ટ્રીય માનાંકો (પ્રમાણિત)
------------------------------------	-------------------------------------

Neutron	ન્યુટ્રોન
Noble gases	ઉમદા (નિષ્ક્રિય) વાયુઓ
Nodes	નોડ
Non-metals	અધાતુ
Nucleons	ન્યુક્લિયોન
Nucleus	કેન્દ્ર (ન્યુક્લિયસ, નાભિ)

O

Octet rule	અષ્ટક નિયમ
Open system	ખુલ્લી પ્રણાલી
Orbit	કક્ષા
Orbitals	કક્ષકો
Orbital overlap	કક્ષકીય સંમિશ્રણ
Oxidation state	ઓક્સિડેશન અવસ્થા

P

Particle nature	કણ સ્વભાવ
Pauli's exclusion principle	પૌલીનો નિષેધ (બાકાતી) સિદ્ધાંત
Percentage composition	ટકાવાર સંઘટન
Periodic groups	આવર્તનીય સમૂહ
Periodic table long form	આવર્તકોષ્ટક દીર્ઘ રૂપ
Periodic table periods	આવર્તકોષ્ટક હરોળ
Periodicity of valence	સંયોજકતાની આવર્તનીયતા
pH scale	pH માપકમ
Photoelectric effect	ફોટોઇલેક્ટ્રિક અસર
Physical properties	ભૌતિક ગુણધર્મો
π (pi) bond	π (પાઈ) બંધ
Planck's quantum theory	પ્લાન્કનો ક્વોન્ટમ વાદ
Polyatomic molecules	બહુપરમાણ્વીય 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	રેડિયોસક્રિય તત્ત્વો
Radioactivity	રેડિયોસક્રિયતા
Reaction quotient	પ્રક્રિયા ભાગફળ
Reference standard	સંદર્ભ માનાંક
Representative elements	પ્રતિનિધિ તત્ત્વો

Resonance structures	સસ્પંદન રચના
Rutherford model of atom	પરમાણુનો રુથરફોર્ડનો નમૂનો
Rydberg constant	રીડબર્ગ અચળાંક

S

Schrödinger wave equation	શ્રોડિંજર તરંગ સમીકરણ
Scientific notation	વૈજ્ઞાનિક સંકેત
Screening effect	સ્ક્રીનિંગ (આવરણ) અસર
Semi-metals	અર્ધ ધાતુઓ
Shell	કોશ
Shielding effect	શીલ્ડિંગ (પરિરક્ષણ) અસર
Shielding of electrons	ઇલેક્ટ્રોનનું શીલ્ડિંગ (પરિરક્ષણ)
SI base units	પાયાના SI એકમો
σ (Sigma) bond	σ (સિગ્મા) બંધ
Significant figures	અર્થસૂચક (સાર્થક) અંક
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	દ્રાવ્યતા ગુણાકાર અચળાંક
Spectroscopy	સ્પેક્ટ્રોસ્કોપી (સ્પેક્ટ્રોમિત્રી)
Spectrum	વર્ણપટ
Speed of light	પ્રકાશની ઝડપ
Spin quantum number	ભ્રમણ ક્વોન્ટમ આંક
Spontaneous process	સ્વયંસ્ફુરિત (સ્વયંભૂ) પ્રક્રમ
Standard ambient temperature and pressure	પ્રમાણિત પરિવેશી તાપમાન અને દબાણ
Standard enthalpy of combustion	દહનની પ્રમાણિત એન્થાલ્પી
Standard enthalpy of formation	સર્જનની પ્રમાણિત એન્થાલ્પી
State functions	અવસ્થા વિધેય

State variables	અવસ્થા ચલ
Stoichiometry	તત્ત્વયોગમિતિ
Subatomic particles	અવપરમાણ્વીય કણ
Sublevel	ઉપસ્તર (ઉપસપાટી)
Subshell	ઉપકોશ (પેટાકોશ)
Surface tension	પૃષ્ઠતાણ
Surroundings	પર્યાવરણ
System	પ્રણાલી

T

Temperature scales	તાપમાન માપકમ
Thermal energy	ઉષ્મીય ઊર્જા
Thermal interactions	ઉષ્મીય પારસ્પારિક ક્રિયાઓ
Thermochemical equations	ઉષ્માગતિકીય રાસાયણિક સમીકરણ
Thermodynamic scale	ઉષ્માગતિય માપકમ
Thermodynamic state	ઉષ્માગતિય અવસ્થા
Thomson model	થોમસન નમૂનો
Threshold frequency	દેહલી આવૃત્તિ
Transition series	સંક્રાંતિ શ્રેણી
Tritium	ટ્રીટિયમ

U

Unified mass	એકીકૃત દળ
Universal gas constant	સાર્વત્રિક વાયુ અચળાંક

V

Valance bond theory	સંયોજકતા બંધનવાદ
Valence electron	સંયોજકતા ઇલેક્ટ્રોન
van der Waals forces	વાન ડર વાલ્સ બળ
Vapour pressure	બાષ્પ દબાણ
Viscosity	સ્નિગ્ધતા
Visible light	દૃશ્ય પ્રકાશ
VSEPR theory	VSEPR સિદ્ધાંત

W

Wave number	તરંગ સંખ્યા
Weight	વજન