രസതന്ത്രം

പാർട്ട് 1

XI

കേരളസർക്കാർ
പൊതുവിദ്യാഭ്യാസവകുപ്പ്

തയാറാക്കിയത്
സംസ്ഥാന വിദ്യാഭ്യാസ ഗവേഷണ പരിശീലന സമിതി (SCERT), കേരളം
2019

Prepared by: State Council of Educational
Research & Training (SCERT)
Poojappura, Thiruvananthapuram -12, Kerala.
E-mail:scertkerala@gmail.com

Type setting by: SCERT Computer Lab.

©
Government of Kerala
Education Department
2019

ആമുഖം

ഏതു വിജ്ഞാനവും മാതൃഭാഷയിൽ പഠിക്കാനും പ്രകാശനം ചെയ്യാനും സാധിക്കും. അതിനുള്ള അവസരം പഠിതാക്കൾക്ക് ഒരുക്കേണ്ടത്, ഏതൊരു പഠന സമ്പ്രദായത്തിന്റെയും അനിവാര്യതയാണ്. അതിന്റെ തുടക്കമെന്ന നിലയ്ക്കാണ് ഹയർസെക്കന്ററി തലത്തിൽ ഭാഷേതര വിഷയങ്ങളിലെ പാഠപുസ്തകങ്ങൾ മലയാളത്തിൽ പ്രസിദ്ധീകരിക്കുന്നത്.

മാതൃഭാഷയിലൂടെയുള്ള വിദ്യാഭ്യാസം, ജ്ഞാനസമ്പാദനത്തിനുള്ള സുഗമമാർഗം എന്നതിനോടൊപ്പം സാംസ്കാരികത്തനിമയുടെ തിരിച്ചറിയൽ കൂടിയാണ്. അതുകൊണ്ടാണ് വികസിതരാജ്യങ്ങൾ മാതൃഭാഷയെ മുഖ്യബോധന മാധ്യമമായി സ്വീകരിച്ചിരിക്കുന്നത്. ഇന്ത്യയിലാകട്ടെ, ദേശീയതലത്തിലുള്ള പ്രധാന പരീക്ഷകളെല്ലാം പ്രാദേശിക ഭാഷകളിൽക്കൂടി നടത്തുന്നതിനുള്ള സംവിധാനവും ഉണ്ടായി വരികയാണ്. ഈയൊരു സാഹചര്യത്തിൽ നമ്മുടെ കുട്ടികളും മാതൃഭാഷയുടെ ശക്തിസൗന്ദര്യങ്ങൾ തിരിച്ചറിഞ്ഞ് വിവിധ വിഷയങ്ങളിൽ ജ്ഞാനനിർമിതിയിൽ ഏർപ്പെടേണ്ടതുണ്ട്. അതിന് അവരെ സജ്ജരാക്കുകയാണ് ഈ പാഠപുസ്തകങ്ങളുടെ മുഖ്യ ലക്ഷ്യം.

പരിഭാഷപ്പെടുത്തിയ പുസ്തകങ്ങളിൽ അതത് വിഷയങ്ങളിലെ സാങ്കേതിക പദങ്ങൾ പരമാവധി മലയാളത്തിലാക്കിയിട്ടുണ്ട്. നമ്മുടെ ഭാഷയിൽ ചിരപരിചിതമായ ഇംഗ്ലീഷ് പദങ്ങളെ അതേപടി സ്വീകരിച്ചിട്ടുമുണ്ട്. വിവർത്തനത്തിന് തീർത്തും വഴങ്ങാത്ത പദങ്ങളെ അതേരീതിയിൽ തന്നെ ഉപയോഗിച്ചിരിക്കുന്നു. മാതൃഭാഷയിൽ പഠിക്കുന്നവർക്ക് ആശയഗ്രഹണം സുഗമമാക്കുന്ന വിധത്തിലാണ് പാഠപുസ്തകരചന നടത്തിയിരിക്കുന്നത്. അതോടൊപ്പം മലയാളഭാഷയുടെ വളർച്ചയ്ക്കും ഈ പ്രവർത്തനം സഹായകമാകുമെന്ന് കരുതുന്നു.

പാഠപുസ്തകവിവർത്തന രംഗത്ത് നമ്മുടെ രാജ്യത്ത് നടന്ന വലിയൊരു കാൽവെപ്പാണ് ഇത്. പ്രഥമ സംരംഭമെന്നനിലയിൽ പല പരിമിതികളും പരിഭാഷയിൽ വന്നിട്ടുണ്ടാകാം. ക്ലാസ്മുറിയിൽ പ്രയോഗത്തിൽ വരുമ്പോഴാണ് അവയെല്ലാം കൂടുതൽ ബോധ്യപ്പെടുക. തുടർന്ന് വരുന്ന ഘട്ടങ്ങളിൽ അവയൊക്കെ പരിഹരിക്കുന്നതിന് എല്ലാ അഭ്യുദയകാംക്ഷികളിൽ നിന്നും വിശിഷ്യ അധ്യാപകർ, വിദ്യാർത്ഥികൾ എന്നിവരിൽ നിന്നും അഭിപ്രായങ്ങളും നിർദേശങ്ങളും പ്രതീക്ഷിക്കുന്നു.

ഡോ. ജെ. പ്രസാദ്
ഡയറക്ടർ
എസ്.സി.ഇ.ആർ.ടി. കേരളം

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 calender 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, Professer 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. 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.

Director
National Council of Educational
Research and Training

New Delhi
20 December 2005

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

ശില്പശാലയിൽ പങ്കെടുത്തവർ

1. **അനിൽകുമാർ.കെ.എൽ**
എച്ച്.എസ്.എസ്.റ്റി (എച്ച്.ജി)
ഗവ. എച്ച്.എസ്.എസ്., അഞ്ചൽമുടി, കൊല്ലം

2. **അനിൽ.ഡി**
എച്ച്.എസ്.എസ്.റ്റി (എച്ച്.ജി)
ഗവ. എച്ച്.എസ്.എസ്., വിളവൂർക്കൽ,
തിരുവനന്തപുരം

3. **ആനന്ദ്.എൻ.സത്യശീലൻ**
എച്ച്.എസ്.എസ്.റ്റി (സെലക്ഷൻ ഗ്രേഡ്)
എസ്.വി.എച്ച്.എസ്.എസ്., ക്ലാപ്പന, കൊല്ലം

4. **തെരേസ ആലീസ്.ഇ.ജെ**
പ്രിൻസിപ്പാൾ (റിട്ട.) സെന്റ് സെബാസ്റ്റ്യൻ
എച്ച്.എസ്.എസ്, ഗോതുരുത്ത്, എറണാകുളം

5. **മനോജ്.എ**
എച്ച്.എസ്.എസ്.റ്റി
എം.ആർ.എം.കെ.എം.എം.എച്ച്.എസ്.എസ്.,
ഇടവ, തിരുവനന്തപുരം

6. **രതീഷ്.ബി**
എച്ച്.എസ്.എസ്.റ്റി (എച്ച്.ജി)
ഗവ. എച്ച്.എസ്.എസ്., പുത്തൂർ, കൊല്ലം

7. **ശ്രീനിവാസൻ.എസ്**
എച്ച്.എസ്.എസ്.റ്റി (എച്ച്.ജി)
ഗവ. എച്ച്.എസ്.എസ്., വാക്കനാട്,
കൊല്ലം

8. **സജീവ് തോമസ്**
എച്ച്.എസ്.എസ്.റ്റി (സെലക്ഷൻ ഗ്രേഡ്)
ഗവ. മോഡൽ എച്ച്.എസ്.എസ്., തൈക്കാട്,
തിരുവനന്തപുരം

9. **സുജിത് ഗോപൻ**
എച്ച്.എസ്.എസ്.റ്റി (എച്ച്.ജി)
എം.എം.എച്ച്.എസ്.എസ്., ഉപ്പൂട്, കൊല്ലം

10. **അഭിലാഷ്.ടി.കെ**
വി.എച്ച്.എസ്.എസ്.റ്റി
ജി.വി.എച്ച്.എസ്.എസ് പരപ്പേരി

വിദഗ്ധർ

1. **ഡോ. എ. സലാഹുദ്ദീൻകുഞ്ഞ്**
പ്രിൻസിപ്പാൾ (റിട്ട.)
യൂണിവേഴ്സിറ്റി കോളേജ്, തിരുവനന്തപുരം

2. **ഡോ. എം.എസ്. സുശീലൻ**
പ്രിൻസിപ്പാൾ (റിട്ട.)
ഗവ. കോളേജ്, ആറ്റിങ്ങൽ, തിരുവനന്തപുരം

3. **ഡോ. ജി. കൃഷ്ണൻ**
പ്രിൻസിപ്പാൾ (റിട്ട.)
ഗവ. കോളേജ്, ചവറ, കൊല്ലം

4. **ടി.ജെ. സെബാസ്റ്റ്യൻ ലൂക്കോസ്**
കെമിസ്ട്രി പ്രൊഫസർ (റിട്ട.)
യൂണിവേഴ്സിറ്റി കോളേജ്, തിരുവനന്തപുരം

5. **കെ.ജെ. അബ്രഹാം**
അസ്സോസിയേറ്റ് പ്രൊഫസർ (റിട്ട.)
മഹാരാജാസ് കോളേജ്, എറണാകുളം

6. **ഡോ. വിജു കുമാർ.വി.ജി**
അസി. പ്രൊഫസർ ഓഫ് കെമിസ്ട്രി
യൂണിവേഴ്സിറ്റി കോളേജ്,
തിരുവനന്തപുരം

7. **ഡോ. രാജേഷ്.കെ**
അസി. പ്രൊഫസർ ഓഫ് കെമിസ്ട്രി
യൂണിവേഴ്സിറ്റി കോളേജ്,
തിരുവനന്തപുരം

8. **ഡോ. ശ്യാംചന്ദ്**
അസി. പ്രൊഫസർ ഓഫ് കെമിസ്ട്രി
യൂണിവേഴ്സിറ്റി കോളേജ്,
തിരുവനന്തപുരം

9. **ബി. രാമചന്ദ്രൻ പിള്ള**
അസ്സോസിയേറ്റ് പ്രൊഫസർ (റിട്ട.)
മലയാളവിഭാഗം, യൂണിവേഴ്സിറ്റി കോളേജ്,
തിരുവനന്തപുരം

അക്കാദമിക് കോഡിനേറ്റർ

സജീവ് തോമസ്

റിസർച്ച് ഓഫീസർ, എസ്.സി.ഇ.ആർ.ടി

R7P7B1

ഉള്ളടക്കം

യൂണിറ്റ് 1 രസതന്ത്രത്തിലെ ചില അടിസ്ഥാന ആശയങ്ങൾ 9-37

1.1 രസതന്ത്രത്തിന്റെ പ്രാധാന്യം
1.2 ദ്രവ്യത്തിന്റെ സ്വഭാവം
1.3 ദ്രവ്യത്തിന്റെ ഗുണധർമങ്ങളും അവയുടെ അളക്കലും
1.4 അളവുകളിലെ അനിശ്ചിതത്വം
1.5 രാസസംയോജകനിയമങ്ങൾ
1.6 ഡാൾട്ടന്റെ അറ്റോമിക സിദ്ധാന്തം
1.7 അറ്റോമികമാസ്സും മോളിക്യുലാർമാസ്സും
1.8 മോൾ സങ്കല്പനവും മോളാർ മാസ്സും
1.9 സംഘടന ശതമാനം
1.10 രാസസമീകരണമിതിയും രാസസമീകരണമിതീയ ഗണിതക്രിയകളും

യൂണിറ്റ് 2 ആറ്റം ഘടന 38-86

2.1 ഉപ അറ്റോമികകണങ്ങൾ
2.2 അറ്റോമികമാതൃകകൾ
2.3 ബോർ ആറ്റം മാതൃകയിലേക്കുള്ള വികാസം
2.4 ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിന്റെ ബോർ മാതൃക
2.5 ആറ്റത്തിന്റെ ക്വാണ്ടം ബലതന്ത്രമാതൃക
2.6 ആറ്റത്തിന്റെ ക്വാണ്ടം ബലതന്ത്രമാതൃക

യൂണിറ്റ് 3 മൂലകങ്ങളുടെ വർഗീകരണവും സ്വഭാവങ്ങളിലെ ക്രമാവർത്തനങ്ങളും 87-116

3.1 മൂലകങ്ങളുടെ വർഗീകരണത്തിന്റെ ആവശ്യകത
3.2 മൂലകവർഗീകരണത്തിന്റെ ആദ്യകാല ശ്രമങ്ങൾ
3.3 ആധുനിക ആവർത്തന നിയമവും ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ ഇന്നത്തെ രൂപവും
3.4 അറ്റോമികനമ്പർ 100 ന് പുറത്തുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ നാമകരണം.
3.5 മൂലകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസവും ആവർത്തനപ്പട്ടികയും:
3.6 ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസവും മൂലകങ്ങളുടെ തരം തിരിക്കലും: *s*-, *p*-, *d*-, *f*- ബ്ലോക്കുകൾ
3.7 മൂലകങ്ങളുടെ ഗുണധർമങ്ങളിലുള്ള ആവർത്തനപ്രവണതകൾ:

യൂണിറ്റ് 4 രാസബന്ധനവും തന്മാത്രാഘടനയും 117-156

4.1. രാസബന്ധനത്തോടുള്ള കോസൽ-ലൂയിസ് സമീപനം
4.2. അയോണികബന്ധനം അഥവാ വൈദ്യുതസംയോജകബന്ധനം
4.3. ബന്ധനപ്രാചലങ്ങൾ
4.4. സംയോജകതാകഷത്തിൽ ഇലക്ട്രോൺ ജോടി വികർഷണസിദ്ധാന്തം

4.5. സംയോജകതാബന്ധന സിദ്ധാന്തം
4.6. സങ്കരണം
4.7 തന്മാത്രാകക്ഷീയ സിദ്ധാന്തം
4.8. ചില സമന്യൂക്ലീയ ദ്വയാറ്റോമികതന്മാത്രകളിലെ ബന്ധനം
4.9 ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനം

യൂണിറ്റ് 5 ദ്രവ്യത്തിന്റെ അവസ്ഥകൾ 157–181

5.1 അന്തർതന്മാത്രാബലങ്ങൾ
5.2 താപോർജം
5.3 അന്തർ തന്മാത്രികാബലങ്ങളും താപീയ- പാരസ്പര്യങ്ങളും
5.4 വാതകാവസ്ഥ
5.5 വാതക നിയമങ്ങൾ
5.6 ആദർശവാതകസമവാക്യം
5.7 വാതകങ്ങളുടെ ഗതികതന്മാത്രാസിദ്ധാന്തം
5.8 യഥാർഥ വാതകങ്ങളുടെ സ്വഭാവവും അവയുടെ ആദർശവാതകസ്വഭാവത്തിൽ നിന്നുള്ള വ്യതിയാനവും
5.9 വാതകങ്ങളുടെ ദ്രവീകരണം
5.10 ദ്രാവകാവസ്ഥ

യൂണിറ്റ് 6 താപഗതികം 182–217

6.1 താപഗതികാവസ്ഥ
6.2 പ്രയോഗതലങ്ങൾ
6.3 ΔU, ΔH എന്നിവയുടെ അളക്കൽ : കലോറിമിതി
6.4 ഒരു പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിന്റെ എൻഥാൽപി വ്യത്യാസം, ΔH- പ്രതിപ്രവർത്തന എൻഥാൽപി
6.5 വ്യത്യസ്തതരം പ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങളുടെ എൻഥാൽപികൾ
6.6 സ്വയംപ്രാവർത്തികത
6.7 ഗിബ്സ് ഊർജവ്യത്യാസവും സന്തുലനവും

യൂണിറ്റ് 7 സന്തുലനം 218–267

7.1 ഭൗതികപ്രക്രിയകളിലെ സന്തുലനം
7.2 രാസപ്രക്രിയകളിലെ സന്തുലനം - ഗതികസന്തുലനം
7.3 രാസസന്തുലനനിയമവും സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കവും
7.4 ഏകാത്മകസന്തുലനങ്ങൾ
7.5 ഭിന്നാത്മകസന്തുലനങ്ങൾ
7.6 സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കങ്ങളുടെ ഉപയോഗങ്ങൾ
7.7 സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം **K** , രാസപ്രവർത്തന സിദ്ധിമാനം **Q**, ഗിബ്സ് ഊർജം **G** – ഇവ തമ്മിലുള്ള ബന്ധം
7.8 സന്തുലനങ്ങളെ സ്വാധീനിക്കുന്ന ഘടകങ്ങൾ
7.9 ലായനിയിലെ അയോണികസന്തുലനം
7.10 അമ്ലങ്ങൾ, ബേസുകൾ, ലവണങ്ങൾ
7.11 അമ്ലങ്ങളുടെയും ബേസുകളുടെയും അയോണീകരണം
7.12 ബഫർ ലായനികൾ
7.13 പരിമിതമായി ലയിക്കുന്ന ലവണങ്ങളുടെ ലേയത്വ സന്തുലനങ്ങൾ

പദസൂചിക 268–282

യൂണിറ്റ് 1

Y1B7S9

രസതന്ത്രത്തിലെ ചില അടിസ്ഥാന ആശയങ്ങൾ

ലക്ഷ്യങ്ങൾ

ഈ യൂണിറ്റ് പഠിക്കുന്നതിലൂടെ

- ജീവിതത്തിന്റെ വ്യത്യസ്ത മേഖലകളിൽ രസതന്ത്രത്തിനുള്ള പ്രാധാന്യം മനസ്സിലാക്കുകയും ശാസ്ത്രത്തിന്റെ വളർച്ചക്ക് രസതന്ത്രത്തിന്റെ സംഭാവന വിലമതിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു.
- പദാർഥത്തിന്റെ മൂന്ന് അവസ്ഥകളുടെ സവിശേഷതകൾ വിശദീകരിക്കുന്നു.
- പദാർഥങ്ങളെ മൂലകങ്ങൾ, സംയുക്തങ്ങൾ, മിശ്രിതങ്ങൾ എന്നിങ്ങനെ വർഗീകരിക്കുന്നു.
- അടിസ്ഥാന SI യൂണിറ്റുകളെ നിർവചിക്കുകയും സാധാരണ ഉപയോഗിക്കുന്ന ചില ഉപസർഗങ്ങളെ (Prefixes) എഴുതുകയും പട്ടികപ്പെടുത്തുകയും ചെയ്യുന്നു.
- ശാസ്ത്രീയ സമ്പ്രദായം ഉപയോഗിക്കുകയും സംഖ്യകൾ ഉപയോഗിച്ച് ലളിതമായ ഗണിത ക്രിയകൾ നിർവഹിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു.
- സൂക്ഷ്മതയും കൃത്യതയും വിവേചിക്കുന്നു.
- സാർഥക അക്കങ്ങൾ കണ്ടുപിടിക്കുന്നു.
- ഒരു സമ്പ്രദായത്തിലെ ഭൗതിക പരിമാണ യൂണിറ്റുകളെ മറ്റൊരു സമ്പ്രദായത്തിലേക്ക് മാറ്റുന്നു.
- വിവിധ രാസസംയോജക നിയമങ്ങളെ വിശദീകരിക്കുന്നു.
- അറ്റോമിക മാസ്, ശരാശരി അറ്റോമിക മാസ്, തന്മാത്രാ മാസ്, ഫോർമുല (Formula) മാസ് എന്നിവയുടെ പ്രാധാന്യം മനസ്സിലാക്കുന്നു.
- മോൾ, മോളാർ മാസ് എന്നീ പദങ്ങൾ വിശദീകരിക്കുന്നു.
- ഒരു സംയുക്തത്തിലെ വിവിധ മൂലകങ്ങളുടെ പിണ്ഡശതമാനം (Mass percent) കണ്ടുപിടിക്കുന്നു.
- ലഭ്യമായ പരീക്ഷണ ദത്തങ്ങളിൽ നിന്ന് ഒരു സംയുക്തത്തിന്റെ പ്രയോഗാധിഷ്ഠിത സൂത്രവാക്യവും തന്മാത്രാസൂത്രവാക്യവും കണ്ടുപിടിക്കുന്നു.
- രാസമാത്രികഗണിതീയ (Stoichiometric) കണക്കുകൂട്ടലുകൾ നടത്തുന്നു.

"രസതന്ത്രം എന്നത് തന്മാത്രകളുടെയും അവയുടെ പരിവർത്തനങ്ങളുടെയും ശാസ്ത്രമാണ്, അത് കേവലം നൂറ് മൂലകങ്ങളുടെ ശാസ്ത്രം അല്ല മറിച്ച് അതിൽ നിന്ന് സൃഷ്ടിക്കപ്പെടാവുന്ന എണ്ണമറ്റ വൈവിധ്യമാർന്ന തന്മാത്രകളുടെ ശാസ്ത്രമാണ്...."

റോൾഡ് ഹോഫ്മാൻ

പ്രകൃതിയെ മനസ്സിലാക്കുന്നതിനും വിവരിക്കുന്നതിനും ആവശ്യമായ അറിവുകളെ ക്രമപ്പെടുത്താനുള്ള മനുഷ്യന്റെ നിരന്തരമായ പ്രയത്നമെന്ന നിലയിൽ ശാസ്ത്രത്തെ നോക്കിക്കാണാൻ കഴിയും. പ്രകൃതിയിലെ വൈവിധ്യമാർന്ന പദാർത്ഥങ്ങളും അവയ്ക്കുണ്ടാകുന്ന മാറ്റങ്ങളും ദൈനംദിന ജീവിതത്തിൽ നമുക്ക് അനുഭവവേദ്യമാകുന്നു. പാല് തൈരാകുന്നത്, കരിമ്പിന്റെ നീര് കുറച്ചുനാൾ സൂക്ഷിക്കുമ്പോൾ വിനാഗിരിയാകുന്നത്, ഇരുമ്പ് തുരുമ്പിക്കുന്നത് എന്നിവ സാധാരണ നമുക്കുകാണാൻ കഴിയുന്ന മാറ്റങ്ങൾക്ക് ഉദാഹരണങ്ങളാണ്. സൗകര്യാർത്ഥം ശാസ്ത്രത്തെ വിവിധ ശാഖകളായി വിഭജിച്ചിരിക്കുന്നു. രസതന്ത്രം, ഭൗതികശാസ്ത്രം, ജീവശാസ്ത്രം, ഭൂഗർഭശാസ്ത്രം, മുതലായവ ചില ശാസ്ത്ര ശാഖകളാണ്. പദാർത്ഥങ്ങളുടെ നിർമാണം, ഗുണധർമങ്ങൾ, ഘടന, പ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങൾ തുടങ്ങിയവ പഠനവിധേയമാക്കുന്ന ശാസ്ത്രശാഖയാണ് രസതന്ത്രം.

രസതന്ത്രത്തിന്റെ വികാസം

ഇന്നത്തെ നിലയിൽ നാം മനസ്സിലാക്കുന്ന രസതന്ത്രം വളരെ പുരാതനമായ ഒരു വൈജ്ഞാനികശാഖയല്ല. രസതന്ത്രപഠനം ശരിക്കും രസതന്ത്രത്തിനുവേണ്ടിയല്ല നടന്നിട്ടുള്ളത് മറിച്ച് ചുവടെ ചേർക്കുന്ന താല്പര്യജനകമായ രണ്ട് കാര്യങ്ങളുടെ അന്വേഷണഫലമായാണ് അത് രൂപപ്പെട്ടു വന്നിട്ടുള്ളത്.

(i) ഇരുമ്പ്, ചെമ്പ് തുടങ്ങിയ സാധാരണ ലോഹങ്ങളെ സ്വർണ്ണമാക്കി മാറ്റാൻ കഴിയുന്ന 'ദാർശനികന്റെ കല്ല് (Philosopher's Stone)' എന്നതിന്.

(ii) അമരത്വം പ്രദാനം ചെയ്യാൻ കഴിയുന്ന 'അമൃത് (Elexir of life)'.

ആധുനിക ശാസ്ത്രം ഉടലെടുക്കുന്നതിനു വളരെ മുമ്പുതന്നെ, ധാരാളം ശാസ്ത്രീയ പ്രതിഭാസങ്ങളെ സംബന്ധിച്ച അറിവ് പ്രാചീന ഇന്ത്യക്കാർക്കുണ്ടായിരുന്നു. അവർ ജീവിതത്തിന്റെ വിവിധ തുറകളിൽ അത്തരം അറിവുകൾ പ്രയോഗിച്ചു. 1300-1600 CE കളിൽ, പ്രധാനമായും ആൽക്കെമിയുടെയും ഔഷധ രസതന്ത്രത്തിന്റെയും (latrochemistry)

രൂപത്തിലാണ് രസതന്ത്രം വികാസം പ്രാപിച്ചത്. അറബികൾ യൂറോപ്പിലെത്തിച്ച ആൽക്കെമി സമ്പ്രദായങ്ങൾക്കുശേഷം, നൂറ്റാണ്ടുകൾ കഴിഞ്ഞ്, 18-ാം നൂറ്റാണ്ടിലാണ് യൂറോപ്പിൽ ആധുനിക രസതന്ത്രം രൂപമെടുത്തത്.

മറ്റു സംസ്കാരങ്ങൾക്കു–പ്രത്യേകിച്ച് ചൈനക്കാർക്കും ഇന്ത്യക്കാർക്കും – അവരുടേതായ ആൽക്കെമി സമ്പ്രദായങ്ങൾ ഉണ്ടായിരുന്നു. രാസപ്രക്രിയകളും സങ്കേതങ്ങളും സംബന്ധിച്ച ധാരാളം അറിവുകൾ അവയിൽ ഉൾപ്പെട്ടിരുന്നു.

രസായന ശാസ്ത്രം, രസതന്ത്രം, രാസക്രിയ അഥവാ രസവിദ്യ എന്നിങ്ങനെയായിരുന്നു പുരാതന ഇന്ത്യയിൽ രസതന്ത്രത്തെ വിളിച്ചിരുന്നത്. ഇതിൽ ലോഹനിഷ്കർഷണം, ഔഷധം, സൗന്ദര്യലേപനങ്ങളുടെ നിർമാണം, ഗ്ലാസ്, ചായങ്ങൾ മുതലായവ ഉൾപ്പെടുന്നു. സിന്ധിലെ മോഹൻജദാരോ, പഞ്ചാബിലെ ഹാരപ്പ എന്നിവിടങ്ങളിൽ നടത്തിയിട്ടുള്ള വ്യവസ്ഥിതമായ ഉത്ഖനനങ്ങൾ തെളിയിക്കുന്നത്, ഇന്ത്യയിലെ രസതന്ത്രത്തിന്റെ ആവിർഭാവത്തിന് വളരെയധികം പഴക്കമുണ്ടെന്നാണ്. ഇന്ത്യയിൽ ചുടുകട്ട നിർമാണസാമഗ്രിയായി ഉപയോഗിച്ചിരുന്നുവെന്ന് പുരാവസ്തു ഗവേഷണഫലങ്ങൾ ചൂണ്ടിക്കാട്ടുന്നു. കൂടാതെ, ഇതു തെളിയിക്കുന്ന മറ്റൊരു കാര്യമാണ്, വസ്തുക്കൾ മിശ്രണം ചെയ്യുക, അച്ചിൽ വാർത്തെടുക്കുക, തീയിൽ ചുട്ടെടുത്ത് അനുയോജ്യമായ ഗുണനിലവാരം ഉണ്ടാക്കുക തുടങ്ങിയവ ഉൾക്കൊള്ളുന്ന ആദ്യകാല രാസപ്രക്രിയയായി കരുതുന്ന മൺപാത്ര നിർമാണം വളരെ വ്യാപകമായി ഇന്ത്യയിൽ നടന്നിട്ടുണ്ടെന്നുള്ളത്. മിനുസപ്പെടുത്തിയ മൺപാത്രാവശിഷ്ടങ്ങൾ മോഹൻജദാരോയിൽ നിന്ന് ലഭിച്ചിട്ടുണ്ട്. നിർമാണ പ്രവൃത്തികളിൽ ജിപ്സം സിമന്റ് ഉപയോഗിച്ചിരുന്നു; ഇതിൽ ചുണ്ണാമ്പ്, മണൽ, $CaCO_3$-യുടെ അംശം എന്നിവ ചേർന്നിരുന്നു. ഹാരപ്പയിലെ ജനങ്ങൾ, ഫെയൻസ് (faience) എന്ന തിളക്കമുള്ള ഒരു തരം ഗ്ലാസ്, ആഭരണങ്ങളിൽ ഉപയോഗിച്ചിരുന്നു. അവർ ലെഡ്, സിൽവർ, ഗോൾഡ്, കോപ്പർ തുടങ്ങിയ ലോഹങ്ങൾ ഉരുക്കി വിവിധങ്ങളായ വസ്തുക്കൾ നിർമിച്ചിരുന്നു. അവർ ശില്പങ്ങൾ ഉണ്ടാക്കാനുള്ള കോപ്പറിന്റെ കാഠിന്യം വർധിപ്പിക്കുന്നതിനായി ടിൻ, ആർസനിക് എന്നിവ കലർത്തിയിരുന്നു. ദക്ഷിണേന്ത്യയിലെ 'മാസ്കി' (Maski) യിലും (1000-900 BCE) ഉത്തരേന്ത്യയിൽ ഹസ്തിനപുരി, തക്ഷശില (1000-200 BCE) എന്നിവിടങ്ങളിലും ധാരാളം ഗ്ലാസ് ഉപകരണങ്ങൾ കണ്ടെത്തിയിട്ടുണ്ട്. ഗ്ലാസ്സും മറ്റ് തിളക്കമുള്ള വസ്തുക്കളും ലോഹ ഓക്സൈഡുകൾ ചേർത്ത് നിറം നൽകിയിരുന്നു.

ഉപഭൂഖണ്ഡത്തിലെ 'ചാൽക്കോലിതിക്' (Chalcolithic) സംസ്കാരത്തോളം പഴക്കമുള്ളതാണ് ഇന്ത്യയിലെ കോപ്പർ നിഷ്കർഷണത്തിന്റെ ചരിത്രം. തദ്ദേശീയമായി, അയൺ, കോപ്പർ എന്നിവയുടെ നിഷ്കർഷണത്തിനുള്ള സാങ്കേതികവിദ്യകൾ വികസിപ്പിച്ചിരുന്നുവെന്നതിന് ധാരാളം പുരാവസ്തുശാസ്ത്ര തെളിവുകൾ ലഭ്യമാണ്.

ഇന്ത്യയിൽ, BCE 1000-400 കാലഘട്ടങ്ങളിൽ തുകൽ ഊറയ്ക്കിടൽ (tanning of leather), പരുത്തിക്ക് ചായം നൽകൽ എന്നിവ പ്രചാരത്തിലുണ്ടായിരുന്നതായി ഋഗ്വേദം സൂചിപ്പിക്കുന്നു. വടക്കേ ഇന്ത്യയിൽ കാണപ്പെട്ടിരുന്ന മിനുസപ്പെടുത്തിയ കറുത്ത വസ്തുക്കളുടെ സ്വർണ്ണത്തിളക്കം, ഇന്നും അനുകരിക്കാൻ കഴിഞ്ഞിട്ടില്ലാത്ത രസതന്ത്ര സമസ്യയായി നിലകൊള്ളുന്നു. ചൂളയുടെ താപനില ക്രമീകരണത്തിനുണ്ടായിരുന്ന പ്രാവീണ്യമാണ് ഇത് വെളിവാക്കുന്നത്. കടൽ ജലത്തിൽ നിന്ന് ഉപ്പുണ്ടാക്കുന്നതെങ്ങനെയെന്ന് കൗടില്യന്റെ അർത്ഥശാസ്ത്രം വിവരിക്കുന്നു.

പുരാതന വേദ സാഹിത്യങ്ങളിൽ വിവരിച്ചിട്ടുള്ള ചില പരാമർശങ്ങൾ ആധുനിക ശാസ്ത്ര കണ്ടെത്തലുകളുമായി ചേർന്നു പോകുന്നതായി കാണാം. കോപ്പർ ഉപകരണങ്ങൾ, അയൺ, ഗോൾഡ്, സിൽവർ ആഭരണങ്ങൾ, ടെറാക്കോട്ട തളികകൾ, ചായമിട്ട മൺപാത്രങ്ങൾ എന്നിവ വടക്കേ ഇന്ത്യയിലെ ധാരാളം പുരാവസ്തു പര്യവേഷണ സ്ഥലങ്ങളിൽ നിന്ന് കണ്ടെത്തിയിട്ടുണ്ട്. ആൽക്കലികളുടെ പ്രാധാന്യത്തെ സംബന്ധിച്ച് 'സുശ്രുത സംഹിത' വിവരിക്കുന്നു. സൾഫ്യൂരിക് ആസിഡ്, നൈട്രിക് ആസിഡ്, കോപ്പർ ടിൻ, സിങ്ക് എന്നിവയുടെ ഓക്സൈഡുകൾ, കോപ്പർ, സിങ്ക്, അയൺ എന്നിവയുടെ സൾഫേറ്റുകൾ, ലെഡ്, അയൺ എന്നിവയുടെ കാർബണേറ്റുകൾ തുടങ്ങിയവ നിർമിക്കുന്നതെങ്ങനെയെന്ന് പുരാതന ഇന്ത്യാക്കാർക്ക് അറിവുണ്ടായിരുന്നതായി 'ചരക സംഹിത' യിൽ സൂചിപ്പിട്ടുണ്ട്.

'ഗൺപൗഡർ' മിശ്രിതം നിർമിക്കുന്നതെങ്ങനെയെന്ന് രസോപനിഷത്തിൽ വിവരിച്ചിട്ടുണ്ട്. സൾഫർ, ചാർക്കോൾ, സാൾട്ട് പീറ്റർ (പൊട്ടാസ്യം നൈട്രേറ്റ്), മെർക്കുറി, കർപ്പൂരം മുതലായവ ഉപയോഗിച്ച് കരിമരുന്ന് പ്രയോഗം എപ്രകാരമാണെന്ന് ചില തമിഴ് പുസ്തകങ്ങളിൽ വിവരിച്ചിട്ടുണ്ട്.

മഹാനായ ഒരു ഇന്ത്യൻ ശാസ്ത്രജ്ഞനായിരുന്നു, നാഗാർജ്ജുന. അദ്ദേഹം ആദരണീയനായ ഒരു രസതന്ത്രജ്ഞനും, ആൽകെമിസ്റ്റും, ലോഹ നിഷ്കർഷണ വിദഗ്ധനും ആയിരുന്നു. അദ്ദേഹത്തിന്റെ കൃതിയായ 'രസരത്നാകര്' (Rasratnakar) മെർക്കുറി സംയുക്തങ്ങളുടെ രൂപവത്ക്കരണത്തെ സംബന്ധിച്ച് പ്രതിപാദിക്കുന്നു. ഗോൾഡ്, സിൽവർ, ടിൻ, കോപ്പർ എന്നീ ലോഹങ്ങളുടെ നിഷ്കർഷണം സംബന്ധിച്ചും അദ്ദേഹം പ്രതിപാദിച്ചിട്ടുണ്ട്. 800 CE -ൽ നിലവിലുണ്ടായിരുന്ന 'രസാർണവം' (Rasarnavam) എന്ന കൃതിയിൽ, വിവിധതരം ആവശ്യങ്ങൾക്കായുള്ള ഫർണസുകൾ, അടുപ്പുകൾ (Ovens), ക്രൂസിബിളുകൾ എന്നിവയെ സംബ

സ്ഥിച്ച് വിവരിക്കുന്നു. ലോഹങ്ങളെ ജ്വാലയുടെ നിറത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ തിരിച്ചറിയുന്നതിനുള്ള വിവിധരീതികളും ഈ കൃതിയിൽ വിവരിക്കുന്നു.

ചക്രപാണി മെർക്കുറി സൾഫൈഡ് കണ്ടെത്തി. സോപ്പിന്റെ കണ്ടുപിടിത്തവും അദ്ദേഹത്തിന്റെ നേട്ടമായി രേഖപ്പെടുത്തിയിട്ടുണ്ട്. കടുക് എണ്ണയും ചില ആൽക്കലികളുമാണ് സോപ്പു നിർമാണത്തിനായി അദ്ദേഹം ഉപയോഗിച്ചത്. CE 18-ാം നൂറ്റാണ്ടിൽതന്നെ ഇന്ത്യക്കാർ സോപ്പ് നിർമിച്ചിരുന്നു. ആവണക്ക് എണ്ണയും ഇലിപ്പ ചെടിയുടെ വിത്തുകളും, കാത്സ്യം കാർബണേറ്റും സോപ്പുനിർമാണത്തിനുപയോഗിച്ചിരുന്നു.

കാലഘട്ടങ്ങൾ പലതു കഴിഞ്ഞിട്ടും മങ്ങാതെ നിലകൊള്ളുന്ന അജന്ത-എല്ലോറ ഗുഹാഭിത്തികളിൽ ആലേഖനം ചെയ്തിട്ടുള്ള ചിത്രങ്ങൾ, പുരാതന ഇന്ത്യാക്കാർ കരസ്ഥമാക്കിയിരുന്ന ഉയർന്ന നിലവാരമുള്ള ശാസ്ത്രജ്ഞാനത്തിനു സാക്ഷ്യം വഹിക്കുന്നു. വരാഹമിഹിരന്റെ 'ബൃഹത് സംഹിത' ഒരു തരത്തിൽ സർവ്വവിജ്ഞാനകോശമാണ്. CE ആറാം നൂറ്റാണ്ടിലാണ് ഇത് രചിക്കപ്പെട്ടത്. വീടുകളുടെയും ക്ഷേത്രങ്ങളുടെയും മേൽക്കൂരകളിലും ഭിത്തികളിലും പുരട്ടാനുള്ള പശിമയുള്ള വസ്തുവിന്റെ നിർമാണം എങ്ങനെയെന്ന് ഇതിൽ വിവരിക്കുന്നു. വിവിധതരം സസ്യങ്ങൾ, ഫലങ്ങൾ, വിത്തുകൾ, മരവുരികൾ എന്നിവയുടെ സത്തുകൾ തിളപ്പിച്ച് ഗാഢത കൂട്ടിയശേഷം പലതരം റെസിനുകളുമായി ചേർത്താണ് ഈ പശയുള്ള വസ്തുനിർമിക്കുന്നതെന്ന അറിവ് ഈ കൃതി നൽകുന്നു. ഇത്തരം വസ്തുക്കൾ ശാസ്ത്രീയമായി പരിശോധിക്കുന്നതും അവയുടെ പ്രായോഗികത വിലയിരുത്തുന്നതും നന്നായിരിക്കും.

ധാരാളം പ്രാചീന ലിഖിതങ്ങളിൽ (1000 BCE) മഞ്ഞൾ, മഞ്ചട്ടി, സൂര്യകാന്തിപ്പൂവ്, ഓർപിമെന്റ് (orpiment), കൊച്ചിനീൽ (ചെറുപ്രാണി), കോലരക്ക് എന്നിവ ഉപയോഗിച്ചുള്ള ചില ചായങ്ങളെ സംബന്ധിച്ച് സൂചിപ്പിച്ചിട്ടുണ്ട്. നിറം നൽകാൻ കഴിവുള്ളതായി പറയുന്ന മറ്റു ചില പദാർത്ഥങ്ങളാണ് കാമ്പില്ലാക (kampillaka), പത്തംഗം (pattanga), ജാതുക (jatuka) തുടങ്ങിയവ.

വരാഹമിഹിരന്റെ 'ബൃഹത് സംഹിത'യിൽ സുഗന്ധലേപനങ്ങളെയും സൗന്ദര്യവർദ്ധകങ്ങളെയും സംബന്ധിച്ച് വിവരിക്കുന്നു. ഇൻഡിഗോ പോലെയുള്ള സസ്യങ്ങൾ, അയൺ പൗഡർ, ബ്ലാക്ക് അയൺ (സ്റ്റീൽ) തുടങ്ങിയ മിനറലുകൾ, പുളിച്ച അരിക്കാടിയിൽ നിന്നുള്ള അമ്ലാംശങ്ങൾ തുടങ്ങിയവയിൽ നിന്ന്, തലമുടിക്ക് ചായം നൽകുന്ന കൂട്ടുകളെപ്പറ്റിയും ഇതിൽ വിവരിക്കുന്നു. *ഗന്ധയുക്തിയിൽ* വാസനലേപനങ്ങൾ, വായിൽ ഉപയോഗിക്കുന്ന സുഗന്ധങ്ങൾ, ബാത് പൗഡറുകൾ, സാമ്പ്രാണി, ടാൽക്കം പൗഡർ എന്നിവയുടെ നിർമാണക്കൂട്ടുകൾ പ്രതിപാദിക്കുന്നു.

ചൈനീസ് സഞ്ചാരിയായ ഇ-ത്സിങ്-ന്റെ വിവരണപ്രകാരം 17-ാം നൂറ്റാണ്ടിൽ തന്നെ ഇന്ത്യാക്കാർക്ക് കടലാസിനെപ്പറ്റി അറിവുണ്ടായിരുന്നു എന്നത് വ്യക്തമാണ്. തക്ഷശിലയിലെ ഉത്ഖനനങ്ങൾ സൂചിപ്പിക്കുന്നത് നാലാം നൂറ്റാണ്ടു മുതൽ ഇന്ത്യയിൽ മഷി ഉപയോഗിച്ചിരുന്നുവെന്നാണ്. ചോക്ക് (chalk), റെഡ് ലെഡ്, 'മിനിയം' എന്നിവയിൽ നിന്നാണ് മഷിക്കുള്ള നിറങ്ങൾ ഉണ്ടാക്കിയിരുന്നത്.

കിണ്വനം (പുളിപ്പിക്കൽ (fermentation) എന്ന പ്രക്രിയ സംബന്ധിച്ച വ്യക്തമായ അറിവ് ഇന്ത്യാക്കാർക്കുണ്ടായിരുന്നു. വിവിധതരം മദ്യങ്ങളെ സംബന്ധിച്ച് കൗടില്യന്റെ അർത്ഥശാസ്ത്രത്തിലും മറ്റു പ്രാചീനലിഖിതങ്ങളിലും സൂചിപ്പിച്ചിട്ടുണ്ട്. ആസവങ്ങൾ നിർമിക്കുന്നതിന് മരവുരികൾ, തണ്ട്, പൂക്കൾ, ഇലകൾ, തടികൾ, ധാന്യങ്ങൾ, ഫലങ്ങൾ, കരിമ്പ് എന്നിവ ചേർത്തിരുന്നതായി ചരകസംഹിതയും സൂചിപ്പിക്കുന്നു.

ദ്രവ്യം ആത്യന്തികമായി നിർമിക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്നത് അവിഭാജ്യങ്ങളായ നിർമാണ ഘടകങ്ങളാലാണെന്ന സങ്കല്പനം ഇന്ത്യയിൽ ഉടലെടുത്തത് BCE ആദ്യ നൂറ്റാണ്ടുകളിലാണ്. ദാർശനിക കാഴ്ചപ്പാടുകളുടെ ഭാഗമായുള്ളതാണ് ഈ സങ്കല്പനം. 'അറ്റോമിക തിയറി (കണികാസിദ്ധാന്തം)' ആദ്യം ആവിഷ്കരിച്ചത്, BCE 600-ൽ ജനിച്ച, കശ്യപ് എന്ന് യഥാർത്ഥത്തിൽ അറിയപ്പെട്ടിരുന്ന ആചാര്യ കണാദൻ ആണ്. 'പരമാണു' എന്ന അതി സൂക്ഷ്മങ്ങളായ അവിഭാജ്യ കണങ്ങളുടെ സിദ്ധാന്തം, അദ്ദേഹം മുന്നോട്ടുവച്ചു. അദ്ദേഹം രചിച്ച പുസ്തകമാണ് '*വൈശേഷിക സൂത്രങ്ങൾ*'. അദ്ദേഹത്തിന്റെ അഭിപ്രായപ്രകാരം എല്ലാ പദാർത്ഥങ്ങളും അതി സൂക്ഷ്മങ്ങളായ പരമാണുക്കളാൽ (atoms) നിർമിതമാണ്. പരമാണുക്കൾ യഥാർത്ഥ അവസ്ഥയിൽ ശാശ്വതവും, അനശ്വരവും ഗോളീയവും, സംവേദനക്ഷമമല്ലാത്തതും, ചലിച്ചുകൊണ്ടിരിക്കുന്നവയുമാണ്. ഏതെങ്കിലുമൊരു മാനുഷികാവയവത്താൽ സംവേദിച്ചറിയാൻ കഴിയാത്തവയാണ് പരമാണു എന്ന കണം എന്നദ്ദേഹം വിവരിച്ചു. വിവിധ വിഭാഗത്തിലുള്ള പദാർത്ഥങ്ങളെപ്പോലെ വിവിധതരം ആറ്റങ്ങളുമുണ്ടെന്ന് കണാദൻ കൂട്ടിച്ചേർത്തിട്ടുണ്ട്. പരമാണുക്കൾ ജോടികളായോ ത്രയങ്ങളായോ, മറ്റുതരത്തിലുള്ള സംയോജിത രൂപത്തിലോ കാണപ്പെടുമെന്നും, അവ തമ്മിലുള്ള പാരസ്പര്യത്തിനാധാരം അദൃശ്യബലങ്ങളാണെന്നും അദ്ദേഹം പറഞ്ഞു. ജോൺ ഡാൾട്ടൺ (1766-1854) അറ്റോമിക സിദ്ധാന്തം ആവിഷ്കരിക്കുന്നതിന് 2500 വർഷം മുമ്പ് തന്നെ കണാദൻ ഈ സങ്കല്പനം ചെയ്തു.

ഇന്ത്യയിലെ ഏറ്റവും പുരാതനമായ ആയുർവേദ ഇതിഹാസമാണ് ചരക *സംഹിത*. രോഗങ്ങളുടെ ചികിത്സ ഇതിൽ വിവരിക്കുന്നു. ലോഹ കണങ്ങളുടെ വലിപ്പം കുറയ്ക്കുന്ന ആശയം വ്യക്തമായി ഇതിൽ വിവരിക്കുന്നു. കണങ്ങളുടെ വലിപ്പം ഏറ്റവും കുറച്ചുകൊണ്ടു

വരുന്നതാണ് 'നാനോസാങ്കേതികവിദ്യ' എന്നറിയപ്പെടുന്നത്. രോഗങ്ങളുടെ ചികിത്സാവിധിയായി ലോഹഭസ്മങ്ങൾ (ചൂർണ്ണങ്ങൾ) ഉപയോഗിക്കുന്നത് ചരകസംഹിതയിൽ വിവരിക്കുന്നു, ഭസ്മങ്ങളിൽ ലോഹ നാനോകണങ്ങൾ അടങ്ങിയിട്ടുണ്ടെന്ന് ഇന്ന് തെളിയിച്ചിട്ടുണ്ട്.

ആൽക്കെമിയുടെ തളർച്ചയെത്തുടർന്ന് ഔഷധരസതന്ത്രം സ്ഥായീഭാവം കൈവരിക്കുകയും പിന്നീട്, 20-ാം നൂറ്റാണ്ടിൽ പാശ്ചാത്യ വൈദ്യസമ്പ്രദായങ്ങളുടെ പ്രചാരത്തോടെ അതിന് തകർച്ചയുണ്ടാവുകയും ചെയ്തു. ഈയൊരു മുരടിപ്പിന്റെ കാലഘട്ടത്തിൽ ആയുർവേദത്തിലധിഷ്ഠിതമായ മരുന്നു വ്യവസായം തുടർന്നും നിലനിൽക്കുകയും പിന്നീട് സാവധാനം ശോഷിക്കുകയും ചെയ്തു. പുതിയ സങ്കേതങ്ങളുമായി പൊരുത്തപ്പെടാനും പ്രയോഗിക്കാനും ഇന്ത്യാക്കാർക്ക് 100-150 വർഷങ്ങളോളം വേണ്ടിവന്നു. ഈ കാലയളവിൽ വിദേശ ഉല്പന്നങ്ങൾ ഇവിടേക്ക് ഒഴുകി. തല്ഫലമായി സ്വതസിദ്ധമായ സങ്കേതങ്ങൾ ശോഷിച്ചു. 19-ാം നൂറ്റാണ്ടിന്റെ അവസാനത്തിലാണ് ഇന്ത്യയിൽ ആധുനികശാസ്ത്രം ഉടലെടുക്കുന്നത്. 19-ാം നൂറ്റാണ്ടിന്റെ മധ്യത്തിൽ യൂറോപ്യൻ ശാസ്ത്രജ്ഞന്മാർ ഇന്ത്യയിലെത്തുകയും ആധുനിക രസതന്ത്രത്തിന്റെ വളർച്ച തുടങ്ങുകയും ചെയ്തു.

ഇതുവരെയുള്ള ചർച്ചയിൽ നിന്ന് മനസ്സിലാക്കാൻ കഴിയുന്നത്, രസതന്ത്രം ദ്രവ്യത്തിന്റെ സംഘടനം, ഘടന, ഗുണധർമ്മങ്ങൾ, പരസ്പരം എന്നിവ കൈകാര്യം ചെയ്യുന്ന ശാസ്ത്രശാഖയാണെന്നും അത് മനുഷ്യനെ സംബന്ധിച്ച് ദൈനംദിന ജീവിതത്തിൽ ഉപയോഗമുള്ളതാണെന്നുമാണ്. ഇത്തരം വിശദാംശങ്ങൾ, ദ്രവ്യത്തിന്റെ അടിസ്ഥാന നിർമാണഘടകങ്ങളായ ആറ്റങ്ങൾ, തന്മാത്രകൾ എന്നിവയിലൂടെ വിശദീകരിക്കുവാനും മനസ്സിലാക്കാനും കഴിയും. അതുകൊണ്ടാണ് രസതന്ത്രത്തെ ആറ്റങ്ങളുടെയും തന്മാത്രകളുടെയും ശാസ്ത്രം എന്നു വിളിക്കുന്നത്. ഈ ഘടകങ്ങളെ (ആറ്റങ്ങൾ, തന്മാത്രകൾ) കാണാനും അളക്കാനും ഗ്രഹിക്കാനും നമുക്ക് സാധിക്കുമോ? ഒരു നിശ്ചിത മാസ് പദാർഥത്തിലടങ്ങിയിരിക്കുന്ന ആറ്റങ്ങളുടെയും തന്മാത്രകളുടെയും എണ്ണം കണക്കാക്കുവാനും പദാർഥത്തിന്റെ മാസും കണങ്ങളുടെ എണ്ണവും തമ്മിലുള്ള ഒരു ബന്ധം രൂപീകരിക്കാനും നമുക്കു കഴിയുമോ? ഇത്തരം ചില ചോദ്യങ്ങളുടെ ഉത്തരം നമുക്ക് ഈ യൂണിറ്റിൽ നിന്നു ലഭിക്കും. പദാർഥങ്ങളുടെ ഭൗതിക ഗുണങ്ങളെ അനുയോജ്യമായ യൂണിറ്റോടുകൂടിയ മൂല്യങ്ങൾ ഉപയോഗിച്ച് സൂചിപ്പിക്കുന്നതെങ്ങനെയെന്നും ഈ അധ്യായത്തിൽ വിവരിക്കുന്നു.

1.1 രസതന്ത്രത്തിന്റെ പ്രാധാന്യം

രസതന്ത്രത്തിന് ശാസ്ത്രത്തിൽ സർവ്വപ്രധാനമായ പങ്കാണുള്ളത്. പലപ്പോഴും മറ്റു ശാസ്ത്രശാഖകളുമായി ഇത് ഇഴചേർന്നിരിക്കുന്നു.

കാലാവസ്ഥാ മാതൃകകൾ, തലച്ചോറിന്റെ പ്രവർത്തനം, കമ്പ്യൂട്ടറിന്റെ പ്രവർത്തനം, രാസവ്യവസായശാഖകളിലെ ഉൽപാദനം, രാസവളങ്ങൾ, ക്ഷാരങ്ങൾ, ലവണങ്ങൾ, ആസിഡുകൾ, ചായങ്ങൾ, ബഹുലകങ്ങൾ, മരുന്നുകൾ, സോപ്പുകൾ, ഡിറ്റർജന്റുകൾ, ലോഹങ്ങൾ, ലോഹ സങ്കരങ്ങൾ മുതലായവയുടെയും പുതിയ വസ്തുക്കളുടെയും വ്യാവസായികോൽപാദനം എന്നിവയിൽ രസതന്ത്ര തത്വങ്ങൾ പ്രയോഗിക്കുന്നു.

രാജ്യത്തിന്റെ സമ്പദ് വ്യവസ്ഥയ്ക്ക് വൻതോതിലുള്ള സംഭാവനയാണ് രസതന്ത്രം നൽകുന്നത്. ആഹാരപദാർഥങ്ങൾ, ആരോഗ്യ സംരക്ഷണ ഉൽപ്പന്നങ്ങൾ, മനുഷ്യജീവിതത്തിന്റെ ഗുണമേന്മ വർധിപ്പിക്കുന്നതിനാവശ്യമായ മറ്റു പദാർഥങ്ങൾ എന്നിവ നിർമിക്കുന്നതിൽ രസതന്ത്രം പ്രധാന പങ്കുവഹിക്കുന്നു. വൈവിധ്യമാർന്ന വളങ്ങളുടെയും കീടനാശിനികളുടെയും വൻതോതിലുള്ള നിർമാണം ഇതിനൊരുദാഹരണമാണ്. പ്രകൃത്യാ ഉള്ള ഉറവിടങ്ങളിൽ നിന്ന് ജീവൻരക്ഷാ ഔഷധങ്ങൾ വേർതിരിച്ചെടുക്കുന്നതിനും അവ കൃത്രിമമായി നിർമിക്കുന്നതിനുമുള്ള മാർഗങ്ങൾ രസതന്ത്രം നൽകുന്നു. ക്യാൻസർ ചികിത്സയിലുപയോഗിക്കുന്ന സിസ്പ്ലാറ്റിൻ, ടാക്സോൾ തുടങ്ങിയവ ഇത്തരം ഔഷധങ്ങളാണ്. AZT (അസിഡോതൈമിഡിൻ) എന്നമരുന്ന് AIDS രോഗികളുടെ ചികിത്സയ്ക്ക് ഉപകരിക്കുന്നു.

ഒരു രാജ്യത്തിന്റെ പുരോഗതിയിലും വളർച്ചയിലും രസതന്ത്രത്തിന്റെ സംഭാവന വളരെ വലുതാണ്. രസതന്ത്ര തത്വങ്ങൾ നന്നായി മനസ്സിലാക്കുകയും പ്രയോഗിക്കുകയും ചെയ്യുന്നതിലൂടെ സവിശേഷമായി വൈദ്യുത, കാന്തിക, പ്രകാശിക ഗുണങ്ങളുള്ള വസ്തുക്കളുടെ രൂപകൽപനയും നിർമാണവും സാധ്യമാണ്. ഇത്തരം അറിവിൽ നിന്ന് അതിചാലകതയുള്ള സിറാമിക് പദാർഥങ്ങൾ, ചാലകതയുള്ള ബഹുലകങ്ങൾ, പ്രകാശികനാരുകൾ, സൂക്ഷ്മ ഖര ഇലക്ട്രോണിക ഉപകരണങ്ങൾ തുടങ്ങിയവ നിർമിക്കപ്പെടുന്നു. ആസിഡുകൾ, ക്ഷാരങ്ങൾ, ചായങ്ങൾ, ബഹുലകങ്ങൾ, ലോഹങ്ങൾ മുതലായ ഉപയോഗയോഗ്യമായ സാധനങ്ങളുടെ വൻതോതിലുള്ള ഉൽപാദനം സാധ്യമാക്കുന്ന രാസവ്യവസായശാലകൾ സ്ഥാപിക്കുന്നതിന് രസതന്ത്രം സഹായിച്ചിട്ടുണ്ട്. ഇത്തരം വ്യവസായങ്ങൾ രാജ്യത്തിന്റെ സമ്പദ്ഘടന മെച്ചപ്പെടുത്തുന്നതിനും തൊഴിലവസരങ്ങൾ സൃഷ്ടിക്കുന്നതിനും സംഭാവന നൽകുന്നു.

സമീപകാലങ്ങളിൽ, നമ്മെ അലട്ടിക്കൊണ്ടിരിക്കുന്ന പാരിസ്ഥിതിക പ്രശ്നങ്ങൾ പ്രതിരോധിക്കുന്നതിൽ രസതന്ത്രം ഒട്ടൊക്കെ വിജയം കൈവരിച്ചിട്ടുണ്ട്. സ്ട്രാറ്റോസ്ഫിയറിലെ ഓസോൺ നാശനത്തിനു കാരണമാകുന്ന ക്ലോറോഫ്ളൂറോ കാർബണുകൾക്ക് (CFC) പകരമായി സുരക്ഷിതമായ ശീതീകാരികൾ വിജയകരമായി നിർമി

ച്ചിട്ടുണ്ട്. എന്നിരുന്നാലും വലിയ പാരിസ്ഥിതിക പ്രശ്നങ്ങൾ രസതന്ത്രജ്ഞർക്കു മുന്നിൽ ഗുരുതര ആശങ്കയായി തുടരുന്നു. അത്തരത്തിലൊരു പ്രശ്നമാണ് ഹരിതഗൃഹ വാതകങ്ങളായ കാർബൺ ഡൈഓക്സൈഡ്, മീഥേൻ തുടങ്ങിയവയുടെ നിയന്ത്രണം. ജൈവരാസപ്രവർത്തനങ്ങൾ മനസ്സിലാക്കുക, എൻസൈമുകൾ ഉപയോഗിച്ച് രാസവസ്തുക്കളുടെ വലിയതോതിലുള്ള നിർമാണം, പുതിയ അസാധാരണ പദാർഥങ്ങളുടെ സംശ്ലേഷണം എന്നിവ ഭാവി തലമുറയിൽപ്പെട്ട രസതന്ത്രജ്ഞരുടെ മുന്നിലുള്ള ചില വെല്ലുവിളികളാണ്. ഒരു വികസ്വര രാജ്യമായ ഇന്ത്യക്ക് ഇത്തരം വെല്ലുവിളികൾ ഏറ്റെടുക്കാൻ ബുദ്ധിവൈഭവവും സർഗശേഷിയുമുള്ള രസതന്ത്രജ്ഞരെ ആവശ്യമുണ്ട്. ഒരു നല്ല രസതന്ത്രജ്ഞനാകുന്നതിനും ഇത്തരം വെല്ലുവിളികൾ ഏറ്റെടുക്കുന്നതിനും, ദ്രവ്യം എന്ന ആശയത്തിൽ തുടങ്ങുന്ന രസതന്ത്രത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനതത്വങ്ങൾ മനസ്സിലാക്കേണ്ടതുണ്ട്. ദ്രവ്യത്തിന്റെ സ്വഭാവത്തിൽ നിന്ന് നമുക്ക് ആരംഭിക്കാം.

1.2 ദ്രവ്യത്തിന്റെ സ്വഭാവം

മുൻ ക്ലാസുകളിലെ പഠനത്തിൽ നിന്ന് ദ്രവ്യം എന്ന പദം നിങ്ങൾക്ക് പരിചിതമാണ്. സ്ഥിതി ചെയ്യാൻ സ്ഥലം ആവശ്യമുള്ളതും മാസുള്ളതുമായ ഏതൊന്നിനെയും നമുക്ക് ദ്രവ്യം എന്ന് വിളിക്കാം. നമുക്കുചുറ്റുമുള്ള എല്ലാം, ഉദാഹരണത്തിന് പുസ്തകം, പേന, പെൻസിൽ, ജലം, വായു, ജീവജാലങ്ങൾ തുടങ്ങിയവയെല്ലാം ദ്രവ്യത്താൽ നിർമിതമാണ്. ഇവയെല്ലാം മാസ് ഉള്ളവയും സ്ഥിതിചെയ്യാൻ സ്ഥലം ആവശ്യമുള്ളവയുമാണെന്ന് നമുക്കറിയാം.

1.2.1 ദ്രവ്യത്തിന്റെ അവസ്ഥകൾ

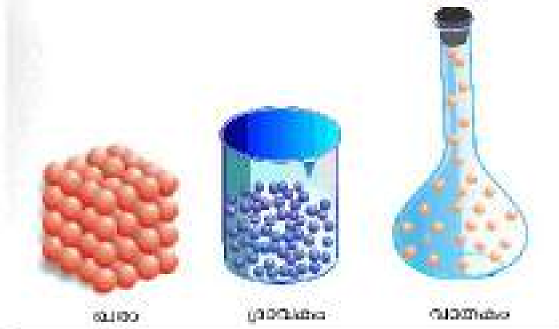
ദ്രവ്യത്തിന് **ഖരം, ദ്രാവകം, വാതകം** എന്നീ മൂന്ന് ഭൗതികാവസ്ഥകളിൽ നിലനിൽക്കാൻ കഴിയും. ഈ മൂന്ന് അവസ്ഥകളിലെയും ഘടകകണങ്ങളെ ചിത്രം 1.1 ൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്നതുപോലെ പ്രതിനിധാനം ചെയ്യാൻ കഴിയും.

ഖര വസ്തുക്കളിൽ ഈ കണങ്ങൾക്ക് ചലന സ്വാതന്ത്ര്യം കുറവായിരിക്കും. അവ പരസ്പരം വളരെ അടുത്ത് ക്രമമായി നിലനിൽക്കുന്നു. **ദ്രാവകാ**വസ്ഥയിൽ കണങ്ങൾ പരസ്പരം അടുത്തു നിൽക്കുമെങ്കിലും അവയ്ക്ക് സ്വതന്ത്രമായി സഞ്ചരിക്കാൻ കഴിയുന്നു. ഖരങ്ങളെയും ദ്രാവകങ്ങളെയും അപേക്ഷിച്ച് **വാതകങ്ങളിൽ** ഘടക കണങ്ങൾ വളരെ അകലത്തിൽ സ്ഥിതിചെയ്യുന്നു. കൂടാതെ അവയുടെ ചലനം സുഗമവും വേഗത്തിലുള്ളതുമാണ്.

കണങ്ങളുടെ ഇത്തരത്തിലുള്ള ക്രമീകരണങ്ങൾ കൊണ്ട് വ്യത്യസ്ത അവസ്ഥയിലുള്ള ദ്രവ്യങ്ങൾ താഴെപ്പറയുന്ന സവിശേഷതകൾ പ്രദർശിപ്പിക്കുന്നു.

(i) ഖരവസ്തുക്കൾക്ക് *നിശ്ചിത വ്യാപ്തവും ആകൃതിയുമുണ്ട്.*

(ii) ദ്രാവകങ്ങൾക്ക് *നിശ്ചിത വ്യാപ്തമുണ്ടെങ്കിലും നിശ്ചിത ആകൃതിയില്ല.* അവയ്ക്ക്, അവ ഉൾക്കൊള്ളുന്ന പാത്രത്തിന്റെ ആകൃതി ലഭിക്കുന്നു.



ചിത്രം 1.1 ഖര, ദ്രാവക, വാതകാവസ്ഥകളിൽ കണികകളുടെ ക്രമീകരണം

(iii) വാതകങ്ങൾക്കു *നിശ്ചിത വ്യാപ്തമോ ആകൃതിയോ* ഇല്ല. അവ സ്ഥിതി ചെയ്യുന്ന പാത്രത്തിൽ പൂർണമായി നിറഞ്ഞിരിക്കുന്നു.

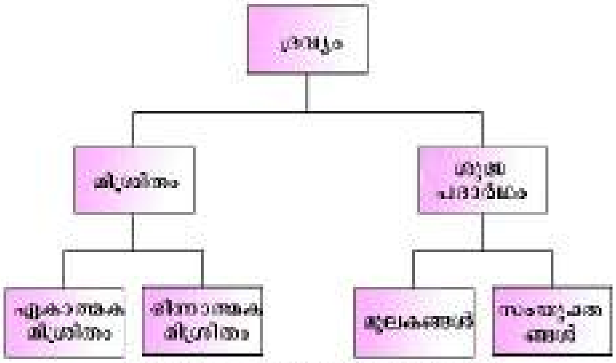
ദ്രവ്യത്തിന്റെ ഈ മൂന്നവസ്ഥകളും താപനിലയുടെയും മർദത്തിന്റെയും വ്യതിയാനങ്ങൾക്കനുസരിച്ച് പരസ്പരം രൂപാന്തരണത്തിന് വിധേയമാണ്.

ഖരം ⇌ ദ്രാവകം ⇌ വാതകം (തണുപ്പിക്കുക)

സാധാരണഗതിയിൽ ഖരവസ്തുക്കളെ ചൂടാക്കിയാൽ ദ്രാവകമായും തുടർന്ന് വാതകമായും മാറുന്നു. മറിച്ചുള്ള പ്രക്രിയയിൽ ഒരു വാതകം തണുപ്പിക്കുമ്പോൾ ദ്രാവകമായും, ദ്രാവകം തുടർന്ന് തണുക്കുമ്പോൾ ഖരമായും മാറുന്നു.

1.2.2 ദ്രവ്യത്തിന്റെ വർഗീകരണം

സ്ഥൂലമാനതലത്തിൽ (Macroscopic Level) ദ്രവ്യത്തെ നമുക്ക് **മിശ്രിതങ്ങൾ** എന്നും **പദാർഥങ്ങൾ** എന്നും വർഗീകരിക്കാം. ഇവയെ ചിത്രം 1.2 ൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്നതുപോലെ വീണ്ടും വിഭജിക്കാം.



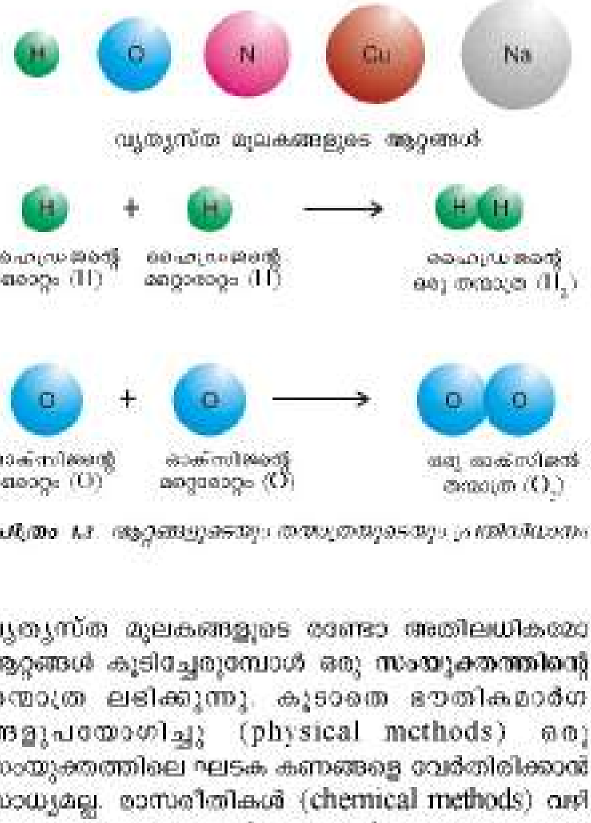
ചിത്രം 1.2 ദ്രവ്യത്തിന്റെ വർഗീകരണം

നമുക്ക് ചുറ്റും കാണുന്ന മിക്ക വസ്തുക്കളും മിശ്രിതങ്ങൾ ആണ്. ഉദാഹരണത്തിന് പഞ്ചസാര ലായനി, ചായ, വായു തുടങ്ങിയവയെല്ലാം **മിശ്രിതങ്ങളാണ്.**

അതിനാൽ അവയുടെ സംയോഗം വ്യത്യാസപ്പെടുത്താൻ കഴിയും. മിശ്രിത രൂപീകരണത്തിൽ ഉൾപ്പെട്ടിട്ടുള്ള പദാർഥങ്ങളെ അതിന്റെ ഘടകങ്ങൾ എന്നുവിളിക്കുന്നു. ഒരു ദ്രവ്യരൂപത്തിന്റെ അടിസ്ഥാന നിർമാണ കണങ്ങളെല്ലാം ഒരേ രാസസ്വഭാവമുള്ളവയാണെങ്കിൽ അതിനെ ഒരു ശുദ്ധപദാർഥമെന്നു പറയാം. ഒരു മിശ്രിതത്തിൽ വിവിധതരം കണങ്ങൾ ഉൾക്കൊണ്ടിരിക്കുന്നു, രണ്ടോ അതിലധികമോ പദാർഥങ്ങൾ ഏതെങ്കിലും അനുപാതത്തിൽ ഒരു മിശ്രിതത്തിൽ അടങ്ങിയിരിക്കും. ഒരു മിശ്രിതം **ഏകാത്മകമോ ഭിന്നാത്മകമോ** ആയിരിക്കും. ഒരു ഏകാത്മക മിശ്രിതത്തിലെ ഘടകങ്ങൾ പൂർണമായും കൂടിക്കലർന്നതും അതിലെ ഘടക അനുപാതം എല്ലാഭാഗത്തും ഒരുപോലെയുമാണ്. പഞ്ചസാരലായനിയും വായുവും **ഏകാത്മക മിശ്രിതത്തിന്** ഉദാഹരണങ്ങളാണ്. ഇതിന് വിരുദ്ധമായി ഭിന്നാത്മകമിശ്രിതങ്ങളിൽ ഘടകാനുപാതം എല്ലാ ഭാഗങ്ങളിലും ഒരുപോലെ ആയിരിക്കില്ല. ഘടകങ്ങളെ വേർതിരിച്ച് കാണാൻ സാധിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. ഉദാഹരണത്തിന് പഞ്ചസാരയുടെയും ഉപ്പിന്റെയും മിശ്രിതം, കല്ലുകളും കരടുകളും അടങ്ങിയ ധാന്യങ്ങൾ എന്നിവ **ഭിന്നാത്മക മിശ്രിതങ്ങൾ** ആണ്. ഇത്തരത്തിലുള്ള ധാരാളം മിശ്രിതങ്ങളെ നിത്യജീവിതത്തിൽ നിങ്ങൾക്ക് കണ്ടെത്താവുന്നതാണ്. ഒരു മിശ്രിതത്തിലെ ഘടകങ്ങളെ വേർതിരിക്കാൻ ഭൗതിക രീതികളായ, കൈ കൊണ്ടു വേർതിരിക്കൽ, അരിക്കൽ, ക്രിസ്റ്റലീകരണം, സ്വേദനം തുടങ്ങിയ മാർഗങ്ങൾ ഉപയോഗിക്കാൻ കഴിയും.

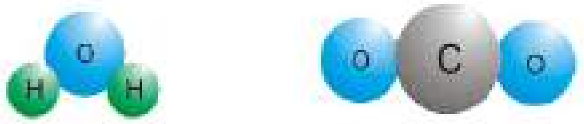
മിശ്രിതങ്ങളിൽ നിന്ന് വ്യത്യസ്തമായ സവിശേഷതകളോട് കൂടിയതാണ് **ശുദ്ധപദാർഥങ്ങൾ.** അവയ്ക്ക് നിശ്ചിത ഘടകസംയോഗം ഉണ്ടായിരിക്കും. എന്നാൽ മിശ്രിതങ്ങളിലെ ഘടകങ്ങൾ ഏതെങ്കിലും ഒരനുപാതത്തിൽ ആയിരിക്കുകയും, ഈ അനുപാതം വ്യത്യാസപ്പെടുത്താവുന്നതരത്തിലും ആയിരിക്കും. കോപ്പർ, ഗോൾഡ്, സിൽവർ, ജലം, ഗ്ലൂക്കോസ് എന്നിവ ശുദ്ധപദാർഥങ്ങൾക്ക് ഉദാഹരണങ്ങളാണ്. ഗ്ലൂക്കോസിൽ കാർബൺ, ഹൈഡ്രജൻ, ഓക്സിജൻ എന്നിവ ഒരു നിശ്ചിത അനുപാതത്തിൽ അടങ്ങിയിരിക്കുന്നു. അതിനാൽ അത് ശുദ്ധപദാർഥമാണ്. ശുദ്ധപദാർഥത്തിലെ ഘടകങ്ങളെ സാധാരണ ഭൗതിക മാർഗങ്ങളിലൂടെ വേർതിരിക്കാൻ കഴിയില്ല.

ശുദ്ധപദാർഥങ്ങളെ, **മൂലകങ്ങൾ** എന്നും **സംയുക്തങ്ങൾ** എന്നും വീണ്ടും വർഗീകരിക്കാം . മൂലകങ്ങളിൽ ഒരേ തരം കണങ്ങളാണ് അടങ്ങിയിട്ടുള്ളത്. ഈ കണങ്ങൾ **ആറ്റങ്ങളോ തന്മാത്രകളോ** ആയിരിക്കും. ആറ്റങ്ങൾ, തന്മാത്രകൾ എന്നിവ മുൻ ക്ലാസുകളിലെ പാഠത്തിൽ നിന്ന് നിങ്ങൾക്ക് പരിചിതമായിരിക്കും. എന്നിരുന്നാലും രണ്ടാം അധ്യായത്തിൽ ഇവയെക്കുറിച്ച് വിശദമായി നിങ്ങൾ പഠിക്കും. സോഡിയം, കോപ്പർ, സിൽവർ, ഹൈഡ്രജൻ, ഓക്സിജൻ എന്നിവ മൂലകങ്ങൾക്ക് ചില ഉദാഹരണങ്ങൾ ആണ്. അവയിലോരോന്നിലും ഒരേ തരത്തിലുള്ള ആറ്റങ്ങൾ അടങ്ങിയിരിക്കുന്നു. എന്നാൽ വ്യത്യസ്ത മൂലകങ്ങളുടെ ആറ്റങ്ങൾ വ്യത്യസ്ത സ്വഭാവമുള്ളവയായിരിക്കും. സോഡിയം, കോപ്പർ തുടങ്ങിയ മൂലകങ്ങളിൽ അടിസ്ഥാനഘടകകണമായി ആറ്റം കാണപ്പെടുമ്പോൾ, മറ്റുചിലവയിൽ രണ്ടോ അതിലധികമോ ആറ്റങ്ങൾ കൂടിച്ചേർന്ന തന്മാത്രയാണ് അടിസ്ഥാന കണം. ഹൈഡ്രജൻ, ഓക്സിജൻ, നൈട്രജൻ തുടങ്ങിയ മൂലകങ്ങളിൽ അവയുടെ രണ്ടു വീതം ആറ്റങ്ങൾ കൂടിച്ചേർന്ന് തന്മാത്രകളായി കാണപ്പെടുന്നു. ചിത്രം 1.3 ൽ ഇത് വിശദമാക്കിയിരിക്കുന്നു.



ചിത്രം 1.3 ആറ്റങ്ങളുടെയും തന്മാത്രയുടെയും പ്രാതിനിധ്യം

വ്യത്യസ്ത മൂലകങ്ങളുടെ രണ്ടോ അതിലധികമോ ആറ്റങ്ങൾ കൂടിച്ചേരുമ്പോൾ ഒരു **സംയുക്തത്തിന്റെ** തന്മാത്ര ലഭിക്കുന്നു. കൂടാതെ ഭൗതികമാർഗങ്ങളുപയോഗിച്ചു (physical methods) ഒരു സംയുക്തത്തിലെ ഘടക കണങ്ങളെ വേർതിരിക്കാൻ സാധ്യമല്ല. രാസരീതികൾ (chemical methods) വഴി മാത്രമേ അവയെ വേർതിരിക്കാൻ സാധിക്കൂ. ചില സംയുക്തങ്ങൾക്ക് ഉദാഹരണങ്ങളാണ് ജലം, അമോണിയ, കാർബൺഡൈഓക്സൈഡ്, പഞ്ചസാര മുതലായവ. ജലത്തിന്റെയും കാർബൺ ഡൈഓക്സൈഡിന്റെയും തന്മാത്രകൾ ചിത്രം 1 .4 ൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്നു.



ജലതന്മാത്ര (H_2O)

കാർബൺഡൈഓക്സൈഡ് തന്മാത്ര (CO_2)

ചിത്രം 1.4 ജലതന്മാത്രയുടെയും കാർബൺഡൈഓക്സൈഡ് തന്മാത്രയുടെയും ചിത്രീകരണം.

ചിത്രത്തിൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്നതുപോലെ ഒരു ജലതന്മാത്രയിൽ രണ്ടു ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങളും ഒരു ഓക്സിജൻ ആറ്റവും അടങ്ങിയിരിക്കുന്നു. അതുപോലെ ഒരു കാർബൺ ഡൈഓക്സൈഡ് തന്മാത്രയിൽ രണ്ട് ഓക്സിജൻ ആറ്റങ്ങൾ ഒരു കാർബൺ ആറ്റവുമായി ചേർന്നിരിക്കുന്നു. അതായത് ഒരു സംയുക്തത്തിന്റെ ഘടക മൂലകങ്ങൾ നിശ്ചിത അനുപാതത്തിൽ ചേർന്നിരിക്കും. ഈ അനുപാതം ഒരു സംയുക്തത്തിന് സവിശേഷമായ ഒന്നായിരിക്കും. അതുപോലെ ഒരു സംയുക്തത്തിന്റെ ഗുണങ്ങൾ അതിന്റെ ഘടക മൂലകങ്ങളുടെ ഗുണങ്ങളിൽ നിന്ന് വ്യത്യസ്തമായിരിക്കും. ഉദാഹരണത്തിന്, ഹൈഡ്രജനും ഓക്സിജനും വാതകങ്ങൾ ആണ്. എന്നാൽ അവ ചേർന്നുണ്ടാകുന്ന ജലം ഒരു ദ്രാവകം ആണ്. ഹൈഡ്രജൻ ചെറിയ ഒരു സ്ഫോടന ശബ്ദത്തോടെ കത്തുമ്പോൾ ഓക്സിജൻ ജ്വലന സഹായിയായി പ്രവർത്തിക്കുകയും തുടർന്നുണ്ടാകുന്ന ജലം തീ കെടുത്താൻ ഉപയോഗിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു എന്നുള്ളത് കൗതുകകരമായ വസ്തുതയാണ്.

1.3 ദ്രവ്യത്തിന്റെ ഗുണധർമങ്ങളും അവയുടെ അളക്കലും

1.3.1 ഭൗതിക-രാസ ഗുണധർമങ്ങൾ

ഓരോ പദാർഥത്തിനും അതിന്റേതായ സവിശേഷ ഗുണങ്ങൾ ഉണ്ട്. ഈ സവിശേഷതകളെ രണ്ടായി തിരിക്കാം - **ഭൗതിക ഗുണങ്ങൾ** (അതായത് നിറം, ഗന്ധം, ദ്രവണാങ്കം, തിളനില, സാന്ദ്രത മുതലായവ) എന്നും **രാസഗുണങ്ങൾ** (അതായത് രാസസംയോഗം, ജ്വലനശേഷി, ആസിഡുകളും ബേസുകളുമായുള്ള ക്രിയാശീലം തുടങ്ങിയവ) എന്നും.

ഒരു വസ്തുവിന്റെ അനന്യതയ്ക്കോ (Identity) രാസസംയോഗത്തിനോ (Composition) വ്യത്യാസം വരുത്താതെ അളക്കുവാൻ സാധിക്കുന്ന ഗുണങ്ങളാണ് **ഭൗതിക ഗുണങ്ങൾ**. രാസഗുണങ്ങൾ അളക്കാനോ നിരീക്ഷിക്കാനോ ഒരു രാസമാറ്റം അനിവാര്യമാണ്. വ്യത്യസ്ത വസ്തുക്കളുടെ സവിശേഷ രാസപ്രവർത്തനങ്ങളാണ് രാസഗുണങ്ങളുടെ ഉദാഹരണങ്ങൾ. അമ്ലത, ക്ഷാരത, ജ്വലനം എന്നിവ ഇതിലുൾപ്പെടുന്നു.

1.3.2 ഭൗതിക ഗുണങ്ങളുടെ അളക്കൽ

ശാസ്ത്രീയ അന്വേഷണങ്ങളിൽ ഗുണധർമങ്ങളുടെ പരിമാണിക അളക്കൽ ആവശ്യമാണ്. ദ്രവ്യത്തിന്റെ മിക്ക ഗുണങ്ങളും പരിമാണികമാണ്. ഉദാഹരണത്തിന് നീളം, വ്യാപ്തം, വിസ്തീർണം എന്നിവ. ഇത്തരത്തിലുള്ള ഏത് അളവും പ്രതിനിധാനം ചെയ്യപ്പെടുന്നത് ഒരു സംഖ്യയാലും അതിനെത്തുടർന്ന് അത് അളക്കപ്പെടുന്ന ഒരു യൂണിറ്റിനാലും ആണ്. ഉദാഹരണത്തിന്, ഒരു മുറിയുടെ നീളം 6 m എന്ന് എഴുതിയാൽ 6 എന്നത് സംഖ്യയും m എന്നത് നീളത്തിന്റെ യൂണിറ്റായ മീറ്ററും (metre) ആണ്.

ലോകത്തിന്റെ വിവിധ ഭാഗങ്ങളിൽ രണ്ടു തരത്തിലുള്ള അളവ് രീതികൾ പിന്തുടരുന്നു, **ഇംഗ്ലീഷ് സമ്പ്രദായവും മെട്രിക് സമ്പ്രദായവും**. പതിനെട്ടാം നൂറ്റാണ്ടിന്റെ അവസാനത്തിൽ ഫ്രാൻസിൽ ആവിർഭവിച്ച മെട്രിക് സമ്പ്രദായം ദശാംശത്തെ അടിസ്ഥാനപ്പെടുത്തിയുള്ളതാകയാൽ കൂടുതൽ സൗകര്യപ്രദമാണ്. അളവിനെ സംബന്ധിച്ച ഒരു പൊതുമാനദണ്ഡത്തിന്റെ ആവശ്യകത ശാസ്ത്രലോകം മനസിലാക്കുകയും അത്തരത്തിലുള്ളൊരു സമ്പ്രദായം 1960 ൽ അംഗീകരിക്കുകയും ചെയ്തു. അവ വിശദമായി ചുവടെ ചർച്ച ചെയ്യുന്നു.

1.3.3 യൂണിറ്റുകളെ സംബന്ധിച്ച അന്താരാഷ്ട്ര സമ്പ്രദായം (The International System of Units (SI))

യൂണിറ്റുകളെ സംബന്ധിച്ച അന്താരാഷ്ട്ര സമ്പ്രദായം (ഫ്രഞ്ച് ഭാഷയിൽ Le Systeme International d'unite's - ചുരുക്കത്തിൽ SI) രൂപീകൃതമായത് പതിനൊന്നാമത് അളവു തൂക്കപൊതു കൂടിയാലോചനാ സമിതിയിലാണ്. (CGPM from Conference Generale des Poids at Measures). CGPM എന്നത് ഒരു അന്താരാഷ്ട്ര ഉടമ്പടി സഖ്യം ആണ്. 1875 ൽ പാരീസിൽ ഒപ്പുവച്ച മീറ്റർ കൺവെൻഷൻ എന്ന ഒരു നയതന്ത്ര ഉടമ്പടി പ്രകാരമാണ് ഇത് രൂപീകൃതമായത്.

പട്ടിക 1.1 അടിസ്ഥാന ഭൗതിക അളവുകളും അവയുടെ യൂണിറ്റുകളും

അടിസ്ഥാന ഭൗതിക അളവ്	അളവിന്റെ പ്രതീകം	SI യൂണിറ്റിന്റെ പേര്	SI യൂണിറ്റിന്റെ പ്രതീകം
നീളം	l	മീറ്റർ	m
മാസ്	m	കിലോഗ്രാം	kg
സമയം	t	സെക്കന്റ്	s
വൈദ്യുത പ്രവാഹം	I	ആംപിയർ	A
താപനില	T	കെൽവിൻ	K
പദാർഥത്തിന്റെ അളവ്	n	മോൾ	mol
പ്രകാശ തീവ്രത	I_v	കാൻഡെല	cd

പട്ടിക 1.2 അടിസ്ഥാന SI യൂണിറ്റുകളുടെ നിർവചനം

നീളത്തിന്റെ യൂണിറ്റ്	മീറ്റർ	1/ 299 792 458 സെക്കൻഡ് സമയത്തിൽ പ്രകാശം ശൂന്യതയിൽ കൂടി സഞ്ചരിക്കുന്ന ദൂരത്തെ ഒരു മീറ്റർ എന്ന് പറയുന്നു.
മാസിന്റെ യൂണിറ്റ്	കിലോഗ്രാം	മാസിന്റെ യൂണിറ്റാണ് കിലോഗ്രാം. കിലോഗ്രാമിന്റെ അന്താരാഷ്ട്ര മൂലരൂപത്തിന്റെ മാസിന് തുല്യം
സമയത്തിന്റെ യൂണിറ്റ്	സെക്കൻഡ്	സീസിയം-133 ആറ്റത്തിന്റെ നിമ്നോർജനിലയിലെ രണ്ട് ഹൈപ്പർ ഫൈൻ നിലകൾക്കിടയിലുള്ള ഇലക്ട്രോൺ സ്ഥാനാന്തരം മൂലമുണ്ടാകുന്ന വികിരണത്തിന്റെ 9192631770 ദോലനങ്ങൾക്കാവശ്യമായ സമയദൈർഘ്യമാണ് ഒരു സെക്കന്റ്.
വൈദ്യുത പ്രവാഹത്തിന്റെ യൂണിറ്റ്	ആമ്പിയർ	അനന്തമായ നീളമുള്ളതും അവഗണിക്കാവുന്ന വൃത്താകൃതിയിലുള്ള പരിച്ഛേദ പരപ്പളവുള്ളതുമായ രണ്ടു സമാന്തര ചാലകങ്ങൾ ഒരു മീറ്റർ ദൂരത്തിൽ ശൂന്യതയിൽ വയ്ക്കുകയാണെങ്കിൽ അവയിൽ 2×10^{-7} ന്യൂട്ടൺ / മീറ്റർ ബലം നിലനിർത്താനാവശ്യമായ സ്ഥിരവൈദ്യുതപ്രവാഹത്തെ ഒരു ആമ്പിയർ എന്ന് പറയുന്നു.
താപഗതിക താപനിലയുടെ യൂണിറ്റ്	കെൽവിൻ	*ജലത്തിന്റെ ട്രിപ്പിൾ പോയിന്റിലെ താപഗതിക താപനിലയുടെ 1/273.16 ഭാഗത്തെ ഒരു കെൽവിൻ എന്ന് പറയുന്നു.
പദാർഥത്തിന്റെ അളവിന്റെ യൂണിറ്റ്	മോൾ	1. മോൾ എന്നാൽ 0.012 kg Carbon - 12 ഐസോടോപ്പിൽ അടങ്ങിയിരിക്കുന്ന ആറ്റങ്ങളുടെ എണ്ണത്തിനു തുല്യമായ പദാർഥത്തിന്റെ അടിസ്ഥാന കണങ്ങളുടെ അളവാണ്. ഇതിന്റെ ചിഹ്നം mol ആണ്. 2. മോൾ ഉപയോഗിക്കുമ്പോൾ മൗലികകണങ്ങൾ ആറ്റങ്ങളാണോ, തന്മാത്രകളാണോ, അയോണുകളാണോ, ഇലക്ട്രോണുകളാണോ, മറ്റു കണികകളാണോ, നിശ്ചിത ഗ്രൂപ്പുകളാണോ എന്നുള്ളത് വ്യക്തമാക്കേണ്ടതുണ്ട്.
പ്രകാശതീവ്രതയുടെ യൂണിറ്റ്	കാൻഡെല	ഒരു സ്രോതസിൽ നിന്ന് ഉത്സർജിക്കുന്ന 540×10^{12} ആവൃത്തിയിലുള്ള ഏകവർണവികിരണത്തിന്റെ പ്രസരണ തീവ്രത ഒരു പ്രത്യേക ദിശയിൽ $\frac{1}{683}$ വാട്ട്/സ്റ്റിറേഡിയൻ ആണെങ്കിൽ ആ ദിശയിലെ പ്രകാശ തീവ്രതയെ കാൻഡെല എന്ന് പറയുന്നു.

*ജലത്തിന്റെ ട്രിപ്പിൾ പോയിന്റ് 0.01°C അല്ലെങ്കിൽ 273.16K (32.01°F)

പട്ടിക 1.1 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നതുപോലെ SI സമ്പ്രദായത്തിൽ ഏഴ് അടിസ്ഥാന യൂണിറ്റുകൾ ആണ് ഉള്ളത്. ഈ യൂണിറ്റുകൾ ഏഴ് അടിസ്ഥാന ശാസ്ത്രീയ അളവുകളുമായി ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. മറ്റു ഭൗതിക അളവുകളായ വേഗത, വ്യാപ്തം, സാന്ദ്രത എന്നിവ മേല്പറഞ്ഞ അടിസ്ഥാന യൂണിറ്റുകളിൽ നിന്ന് വ്യുൽപാദിപ്പിച്ചെടുക്കാം.

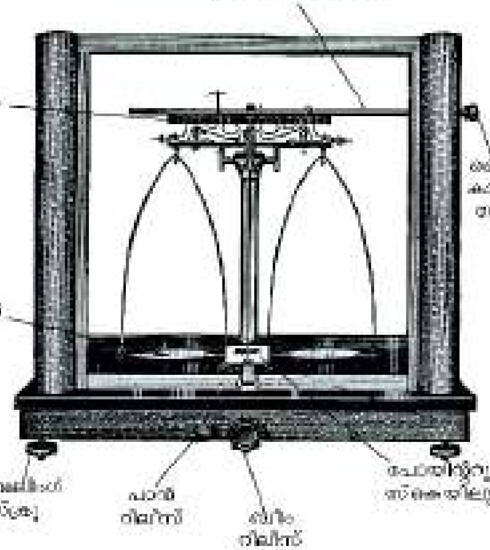
SI സമ്പ്രദായത്തിലെ അടിസ്ഥാന യൂണിറ്റുകളുടെ നിർവചനങ്ങൾ പട്ടിക 1.2 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.

SI സമ്പ്രദായം ഒരു യൂണിറ്റിന്റെ ഗുണിതങ്ങളെ മുൻപ്രത്യയം (Prefix) ഉപയോഗിച്ചു സൂചിപ്പിക്കാൻ അനുവദിക്കുന്നു. ഈ മുൻപ്രത്യയങ്ങൾ പട്ടിക 1.3 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.

ഈ പുസ്തകത്തിൽ ഉപയോഗിച്ചിരിക്കുന്ന ചില അളവുകൾ നമുക്ക് പരിശോധിക്കാം.

1.3.4 മാസും ഭാരവും (Mass and Weight)

ഒരു പദാർഥത്തിൽ അടങ്ങിയിരിക്കുന്ന ദ്രവ്യത്തിന്റെ അളവാണ് മാസ്, എന്നാൽ ഒരു വസ്തുവിൽ ചെലുത്തപ്പെടുന്ന ഗുരുത്വ ബലമാണ് ഭാരം എന്നത്. ഒരു വസ്തുവിന്റെ മാസ് എപ്പോഴും സ്ഥിരം ആയിരിക്കും. എന്നാൽ ആ വസ്തുവിന്റെ ഭാരം



ചിത്രം 1.8 അനലിറ്റിക്കൽ തുലാസ്

വ്യത്യസ്ത സ്ഥലങ്ങളിൽ വ്യത്യസ്തമായിരിക്കും. ഇതിനു കാരണം ഗുരുത്വബലത്തിന്റെ വ്യത്യാസമാണ്. അതിനാൽ മാസും ഭാരവും സൂക്ഷിച്ചുപയോഗിക്കേണ്ട രണ്ടു പദങ്ങളാണ്.

പരീക്ഷണശാലയിൽ ഒരു വസ്തുവിന്റെ മാസ് ലബോറട്ടറിയിൽ അനാലിറ്റിക്കൽ തുലാസ് (Analytical

പട്ടിക 1.3 SI സമ്പ്രദായത്തിൽ ഉപയോഗിക്കുന്ന മുൻപ്രത്യയങ്ങൾ

ഗുണകം	മുൻപ്രത്യയം	പ്രതീകം
10^{-24}	yocto	y
10^{-21}	zepto	z
10^{-18}	atto	a
10^{-15}	femto	f
10^{-12}	pico	p
10^{-9}	nano	n
10^{-6}	micro	µ
10^{-3}	milli	m
10^{-2}	centi	c
10^{-1}	deci	d
10	deca	da
10^{2}	hecto	h
10^{3}	kilo	k
10^{6}	mega	M
10^{9}	giga	G
10^{12}	tera	T
10^{15}	peta	P
10^{18}	exa	E
10^{21}	zeta	Z
10^{24}	yotta	Y

balance) ഉപയോഗിച്ച് കൃത്യമായി കണ്ടുപിടിക്കാവുന്നതാണ്. (ചിത്രം 1.5).

പട്ടിക 1.1 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നതുപ്രകാരം മാസിന്റെ SI യൂണിറ്റ് കിലോഗ്രാം ആണ്. എന്നിരുന്നാലും പരീക്ഷണശാലകളിൽ രാസപ്രവർത്തനത്തിനുപയോഗിക്കുന്ന രാസവസ്തുക്കളുടെ അളവ് വളരെ ചെറുതായതിനാൽ കിലോഗ്രാമിന്റെ ഭിന്നമായ ഗ്രാം (1 kg = 1000 g) ആണ് സാധാരണ ഉപയോഗിക്കുന്നത്.

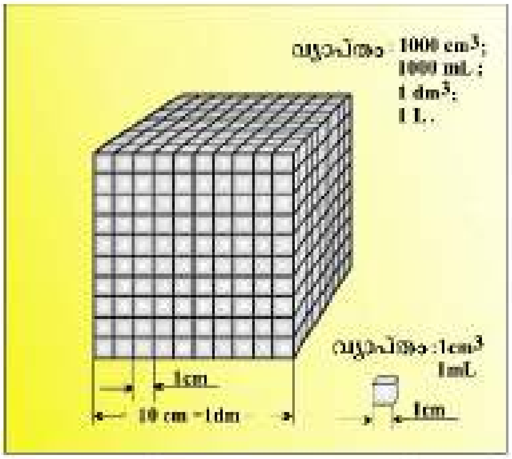
1.3.5 വ്യാപ്തം (Volume)

ഒരു പദാർഥം സ്ഥിതിചെയ്യാനാവശ്യമായ ഇടത്തിന്റെ അളവാണ് വ്യാപ്തം. വ്യാപ്തത്തിന്റെ യൂണിറ്റ് (നീളം)^3 ആണ്. അതിനാൽ SI സമ്പ്രദായത്തിൽ വ്യാപ്തത്തിന്റെ യൂണിറ്റ് m^3 ആണ്. പക്ഷെ, രസതന്ത്ര പരീക്ഷണ ശാലകളിൽ ചെറിയ വ്യാപ്തത്തിലുള്ള പദാർഥങ്ങളാണ് ഉപയോഗിക്കുന്നത്. അതിനാൽ cm^3 അല്ലെങ്കിൽ dm^3 ആണ് സാധാരണ വ്യാപ്തം സൂചിപ്പിക്കാൻ ഉപയോഗിക്കുന്നത്.

ദ്രാവകത്തിന്റെ വ്യാപ്തം അളക്കാൻ സാധാരണ ഉപയോഗിക്കുന്ന ഒരു യൂണിറ്റാണ് ലിറ്റർ (L), പക്ഷെ ഇത് SI സമ്പ്രദായത്തിലെ യൂണിറ്റല്ല.

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

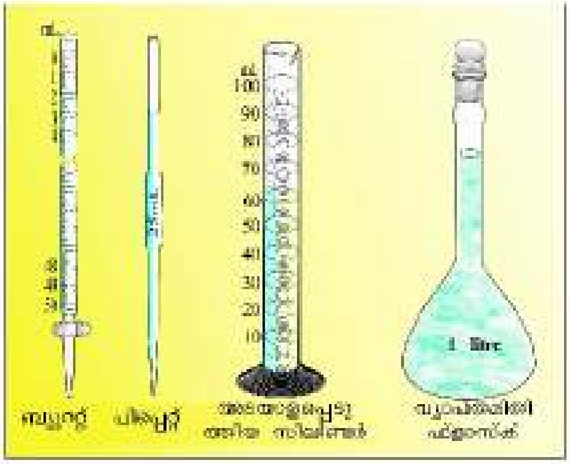
ഈ ബന്ധങ്ങൾ മനസിലാക്കാൻ ചിത്രം 1.6 സഹായിക്കും. പരീക്ഷണശാലയിൽ ദ്രാവകങ്ങളുടെയും ലായനികളുടെയും വ്യാപ്തം അളക്കാൻ, അടയാളപ്പെടുത്തിയ സിലിണ്ടറുകൾ , ബ്യൂററ്റുകൾ, പിപ്പെറ്റുകൾ മുതലായവ ഉപയോഗിക്കാം. ഒരു നിശ്ചിത വ്യാപ്തം ലായനി തയ്യാറാക്കാൻ വ്യാപ്തമിതിഫ്ളാസ്ക് (volumetric flask) ഉപയോഗിക്കുന്നു. ചിത്രം 1.7 ൽ അളക്കുന്ന ചില ഉപകരണങ്ങൾ കാണിച്ചിരിക്കുന്നു.



ചിത്രം 1.6 വ്യാപ്തം അളക്കുന്ന വ്യത്യസ്ത യൂണിറ്റുകൾ

അളവിന്റെ ദേശീയ മാനദണ്ഡങ്ങൾ നിലനിർത്തൽ

നിർവചനങ്ങൾ ഉൾപ്പെടെയുള്ള യൂണിറ്റ് സമ്പ്രദായങ്ങൾ കാലത്തിനനുസരിച്ചു മാറിക്കൊണ്ടിരിക്കും. പുതിയ തത്വങ്ങൾ സ്വീകരിക്കുന്നതിലൂടെ എപ്പോഴെല്ലാം ഒരു യൂണിറ്റിന്റെ അളക്കലിന്റെ കൃത്യത കാര്യമായി വർധിക്കുന്നുവോ അപ്പോഴെല്ലാം മീറ്റർ ഉടമ്പടിയിലെ (1875 ൽ ഒപ്പുവച്ചത്) അംഗരാജ്യങ്ങൾ ആ യൂണിറ്റിന്റെ ഔപചാരിക നിർവചനം മാറ്റാമെന്ന് സമ്മതിച്ചിട്ടുണ്ട്. ഇന്ത്യ ഉൾപ്പെടെയുള്ള ഓരോ ആധുനിക വ്യവസായ രാജ്യങ്ങളിലും അളവുകളുടെ നിലവാരം സംരക്ഷിക്കാൻ ഒരു ദേശീയ അളവുതൂക്ക സ്ഥാപനം പ്രവർത്തിക്കുന്നു. ഈ ഉത്തരവാദിത്തം ഇന്ത്യയിൽ നൽകിയിരിക്കുന്നത് ന്യൂ ഡൽഹിയിലെ നാഷണൽ ഫിസിക്കൽ ലബോറട്ടറിക്കാണ് (NPL). ഈ സ്ഥാപനം അടിസ്ഥാന യൂണിറ്റുകളെയും അനുമാന യൂണിറ്റുകളെയും ദൃഢീകരിക്കുന്ന പരീക്ഷണങ്ങൾ നടത്തുകയും അളവിന്റെ ദേശീയ നിലവാരം സൂക്ഷിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. ഈ നിലവാരങ്ങളെല്ലാം ലോകത്തിലെ വിവിധ അളവുശാസ്ത്ര സ്ഥാപനങ്ങളിലെ നിലവാരവുമായും അതുപോലെ പാരീസിലെ ഇന്റർനാഷണൽ ബ്യൂറോ ഓഫ് സ്റ്റാൻഡേർഡ്സിലെ നിലവാരവുമായും കൃത്യമായ ഇടവേളകളിൽ താരതമ്യപ്പെടുത്തുന്നു.



ചിത്രം 1.7 വ്യാപ്തം അളക്കുന്ന ചില ഉപകരണങ്ങൾ

1.3.6 സാന്ദ്രത (Density)

മാസും വ്യാപ്തവും താഴെപ്പറയുന്ന വിധത്തിൽ ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു.

$$\text{സാന്ദ്രത} = \frac{\text{മാസ്}}{\text{വ്യാപ്തം}}$$

ഒരു പദാർഥത്തിന്റെ സാന്ദ്രത അതിന്റെ യൂണിറ്റ് വ്യാപ്തത്തിലെ മാസിന്റെ അളവാണ്. സാന്ദ്രതയുടെ SI സമ്പ്രദായത്തിലെ യൂണിറ്റ് താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന പ്രകാരം കണ്ടുപിടിക്കാം.

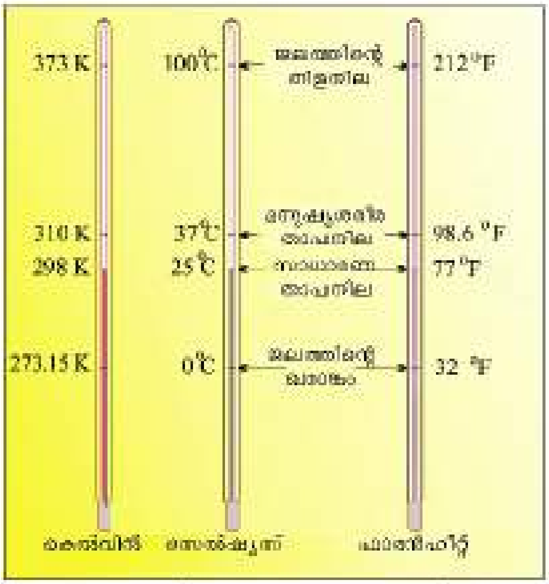
$$\text{സാന്ദ്രതയുടെ SI യൂണിറ്റ്} = \frac{\text{മാസിന്റെ SI യൂണിറ്റ്}}{\text{വ്യാപ്തത്തിന്റെ SI യൂണിറ്റ്}}$$

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

ഇതൊരു വലിയ യൂണിറ്റായതിനാൽ രസതന്ത്രത്തിൽ സാധാരണ സാന്ദ്രത സൂചിപ്പിക്കുന്നത് $g\ cm^{-3}$ എന്ന യൂണിറ്റിലാണ്. ഒരു പദാർഥത്തിൽ ഘടകകണങ്ങൾ എത്രമാത്രം അടുക്കിച്ചേർത്തിരിക്കുന്നു എന്നതിനെയാണ് സാന്ദ്രത സൂചിപ്പിക്കുന്നത്. പദാർഥത്തിൽ കണങ്ങൾ കൂടുതൽ അടുക്കിച്ചേർന്നിരുന്നാൽ അതിന്റെ സാന്ദ്രത കൂടുതലായിരിക്കും.

1.3.7 താപനില (Temperature)

താപനില അളക്കുന്ന സാധാരണ മൂന്ന് സ്കെയിലുകളാണ് — °C (ഡിഗ്രി സെൽഷ്യസ്), °F (ഡിഗ്രി ഫാരൻഹീറ്റ്), K (കെൽവിൻ) എന്നിവ. ഇതിൽ K ആണ് SI യൂണിറ്റ്. ഈ സ്കെയിലുകൾ പ്രകാരമുള്ള തെർമോമീറ്ററുകൾ ചിത്രം 1.8 ൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്നു. പൊതുവെ സെൽഷ്യസ് സ്കെയിൽ തെർമോമീറ്റർ 0° മുതൽ 100° വരെ കൃത്യത സ്ഥിരീകരിച്ചു വച്ചിരിക്കുന്നു. ഈ രണ്ട് താപനിലകൾ യഥാക്രമം ജലത്തിന്റെ ഖരനിലയും തിളനിലയും ആണ്. 32° മുതൽ 212° വരെയാണ് ഫാരൻഹീറ്റ് സ്കെയിലിലെ അളവുകൾ.



ചിത്രം 1.8 വ്യത്യസ്ത താപനിലയുടെ തോത് ഉപയോഗിക്കുന്ന തെർമോമീറ്ററുകൾ

സെൽഷ്യസ് സ്കെയിലിലെ താപനിലയും ഫാരൻഹീറ്റ് സ്കെയിലിലെ താപനിലയും തമ്മിൽ താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന സമവാക്യം വഴി ബന്ധപ്പെടുത്താം.

$$°F = \frac{9}{5}(°C) + 32$$

കെൽവിൻ സ്കെയിൽ സെൽഷ്യസ് സ്കെയിലുമായി താഴെപ്പറയുന്ന പ്രകാരം ബന്ധപ്പെടുത്താം.

$$K = °C + 273.15$$

ശ്രദ്ധേയമായ ഒരു കാര്യം എന്തെന്നാൽ സെൽഷ്യസ് സ്കെയിലിൽ നെഗറ്റീവ് താപനിലകൾ സാധ്യമാകുമ്പോൾ കെൽവിൻ സ്കെയിലിൽ അത് സാധ്യമല്ല എന്നുള്ളതാണ്.

പ്രമാണനിലവാരം

കിലോഗ്രാം, മീറ്റർ തുടങ്ങിയ അളവുയൂണിറ്റുകൾ നിർവചിച്ചശേഷം ശാസ്ത്രജ്ഞർ അളവുപകരണങ്ങളുടെ കൃത്യത സ്ഥിരീകരിക്കാൻ ഒരു പ്രമാണ നിലവാരത്തെപ്പറ്റി ചിന്തിച്ചു തുടങ്ങി. കൃത്യമായ അളവ് ലഭിക്കുന്നതിന് മീറ്റർ സ്കെയിൽ, അനാലിറ്റിക്കൽ ബാലൻസ് തുടങ്ങിയ എല്ലാ അളവുപകരണങ്ങളും അവയുടെ നിർമാതാക്കൾ കൃത്യതപ്പെടുത്തേണ്ടതുണ്ട്. ഇത്തരത്തിൽ ഓരോ ഉപകരണങ്ങളും ഒരു അടിസ്ഥാന പ്രമാണത്തിനനുസരിച്ച് അടയാളപ്പെടുത്തേണ്ടതുണ്ട്. 1889 നു ശേഷം മാസിന്റെ അടിസ്ഥാനം കിലോഗ്രാമാണ്. കിലോഗ്രാം എന്നത് വായു കടക്കാത്ത ജാറിൽ സൂക്ഷിച്ചിരിക്കുന്ന Pt-Ir സിലിണ്ടറിന്റെ മാസാണ്. ഇത് ഫ്രാൻസിലെ സെവ്റസിലുള്ള ഇന്റർനാഷണൽ ബ്യൂറോ ഓഫ് വെയ്റ്റ്സ് ആൻഡ് മെഷർസിലാണ് സൂക്ഷിച്ചിരിക്കുന്നത്. Pt-Ir നിലവാരമായി എടുത്തതിനു കാരണം രാസാക്രമണത്തെ പ്രതിരോധി

ക്കുന്നു എന്നുള്ളതും അതിന്റെ മാസ് വളരെക്കാലം മാറാതെ ഇരിക്കുന്നു എന്നുള്ളതുമാണ്.

ശാസ്ത്രജ്ഞർ മാസിന്റെ ഒരു പുതിയ പ്രമാണം കണ്ടെത്താനുള്ള അന്വേഷണത്തിലാണ്. ഇത് സാധ്യമാകുന്നത് അവോഗാഡ്രോ സംഖ്യ കൃത്യമായി കണ്ടെത്തുന്നതിലൂടെയാണ്. ഈ പ്രവൃത്തി ശ്രദ്ധ കേന്ദ്രീകരിക്കുന്നത് ഒരു നിശ്ചിത മാസ് സാമ്പിളിലെ ആറ്റങ്ങളുടെ എണ്ണം കൃത്യമായി കണ്ടുപിടിക്കുക എന്നുള്ളതാണ്. ഏറ്റവും ശുദ്ധമായ സിലിക്കൺ ക്രിസ്റ്റലിന്റെ അറ്റോമിക സാന്ദ്രത X-റേ ഉപയോഗിച്ച് കണ്ടുപിടിക്കുന്ന രീതിയിൽ $1/10^6$ കൃത്യത ഉണ്ട്. പക്ഷെ, ഇതുവരെയും നാം ഇത് സ്വീകരിച്ചിട്ടില്ല. മറ്റു പലരീതികളും ഉണ്ടെങ്കിലും ഒന്നും Pt-Ir സിലിണ്ടറിന്റെ ഗണന രീതിയെ മാറ്റാൻ പര്യാപ്തമല്ല. ഈ ദശകത്തിൽ ഒരു പുതിയ രീതി വരും എന്ന കാര്യത്തിൽ സംശയമില്ല.

മീറ്റർ ആദ്യം നിർവചിച്ചതു $0°C$ ൽ സൂക്ഷിച്ചിരിക്കുന്ന Pt-Ir കമ്പിയിലെ രണ്ടു അടയാളങ്ങൾക്കിടയിലുള്ള ദൂരമായാണ്. 1960 ൽ മീറ്ററിനെ നിർവചിച്ചിരിക്കുന്നതു Krypton ലേസർ ഉത്സർജിക്കുന്ന തരംഗദൈർഘ്യത്തിന്റെ 1.65076373×10^6 ഇരട്ടിയെന്നാണ്. ഇതൊരു ബുദ്ധിമുട്ടിപ്പിക്കുന്ന സംഖ്യയാണെങ്കിലും മീറ്ററിന്റെ നീളം അത് കൃത്യമായി സംരക്ഷിച്ചിരിക്കുന്നു. 1983 ൽ മീറ്ററിനെ CGPM പുനർനിർവചിച്ചു. 1/ 299792458 സെക്കൻഡിൽ ശൂന്യതയിൽ കൂടി പ്രകാശം സഞ്ചരിക്കുന്ന ദൂരത്തെ മീറ്റർ എന്ന് പറയുന്നു. നീളവും മാസും പോലെ മറ്റുള്ള ഭൗതിക പരിമാണങ്ങൾക്കും പ്രമാണ നിലവാരമുണ്ട്.

1.4 അളവുകളിലെ അനിശ്ചിതത്വം (Uncertainty in Measurement)

രസതന്ത്ര പഠനത്തിൽ നിരവധി തവണ പരീക്ഷണാത്മക വിവരങ്ങളും അതുപോലെ സൈദ്ധാന്തിക കണക്കുകൂട്ടലുകളും കൈകാര്യം ചെയ്യേണ്ടതായിട്ടുണ്ട്. സംഖ്യകളെ സൗകര്യപ്രദമായി കൈകാര്യം ചെയ്യുന്നതിനും വിവരങ്ങൾ പരമാവധി യാഥാർഥ്യനിരൂപിതമായും കൃത്യതയോടെയും അവതരിപ്പിക്കുന്നതിനും അർഥപൂർണമായ മാർഗങ്ങൾ ഉണ്ട്.

ഈ ആശയങ്ങൾ വിശദമായി താഴെ ചർച്ച ചെയ്യുന്നു.

1.4.1 സംഖ്യകളെ സൂചിപ്പിക്കുന്നതിനുള്ള ശാസ്ത്രീയ സമ്പ്രദായം (Scientific Notation)

രസതന്ത്രം ആറ്റങ്ങളുടെയും തന്മാത്രകളുടെയും പഠനമാണ്. അവയുടെ മാസ് നിസ്സാരവും എണ്ണം വളരെ വലുതും ആയിരിക്കും. ഒരു രസതന്ത്രജ്ഞന് 2g ഹൈഡ്രജൻ വാതകത്തിലെ തന്മാത്രകളുടെ എണ്ണം സൂചിപ്പിക്കുവാൻ 602, 200,000,000,000,000,000,000 എന്ന വലിയ സംഖ്യയും, ഒരു ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിന്റെ ഭാരം സൂചിപ്പിക്കാൻ 0.00000000000000000000000166 g എന്ന വളരെ ചെറിയ സംഖ്യയും കൈകാര്യം ചെയ്യേണ്ടതായി വരുന്നു.

അതുപോലെ തന്നെ പ്ലാങ്കിന്റെ സ്ഥിരാങ്കം, പ്രകാശത്തിന്റെ വേഗത, കണങ്ങളുടെ ചാർജ് എന്നിവയിൽ മുകളിൽപ്പറഞ്ഞ വ്യാപ്തിയിലുള്ള സംഖ്യകൾ ഉൾപ്പെടുന്നു.

ധാരാളം പൂജ്യങ്ങളുള്ള സംഖ്യകൾ എഴുതുന്നതും എണ്ണുന്നതും രസകരമെന്ന് ഒരു നിമിഷം തോന്നാം. എങ്കിലും ഇങ്ങനെയുള്ള സംഖ്യകൾ ഉപയോഗിച്ച് ലഘു ഗണിതക്രിയകൾ ചെയ്യുന്നത് ഒരു വെല്ലുവിളി തന്നെയാണ്. മുകളിൽ പറഞ്ഞതരത്തിലുള്ള ഏതെങ്കിലും രണ്ടു സംഖ്യകൾ ഉപയോഗിച്ച് ഏതെങ്കിലും ഒരു ഗണിതക്രിയ ചെയ്ത് നിങ്ങൾക്ക് ഈ വെല്ലുവിളി ഏറ്റെടുക്കാവുന്നതാണ്. അങ്ങനെ ഇത്തരം സംഖ്യകൾ കൈകാര്യം ചെയ്യുന്നതിലുള്ള ബുദ്ധിമുട്ട് നേരിട്ട് മനസിലാക്കാവുന്നതാണ്.

ഈ പ്രശ്നം പരിഹരിക്കുന്നതിന് വേണ്ടി അത്തരം സംഖ്യകൾക്ക് ശാസ്ത്രീയ പ്രതീകങ്ങൾ ഉപയോഗിക്കുന്നു. അതായത് ഏതു സംഖ്യയെയും $N \times 10^n$ എന്ന രൂപത്തിൽ പ്രതിനിധീകരിക്കുന്നു. ഇവിടെ n എന്നത് പോസിറ്റീവോ നെഗറ്റീവോ ആയ വിലയുള്ള കൃതിയും (Exponent) N എന്നത് 1 നും 10 നും ഇടയിലുള്ള സംഖ്യയുമാണ്.

ഈ രീതിയിൽ 232.508 നെ നമുക്ക് 2.32508×10^2 എന്ന ശാസ്ത്രീയ പ്രതീകത്തിൽ എഴുതാം. ഇങ്ങനെ എഴുതുമ്പോൾ ദശാംശ ചിഹ്നം രണ്ടുസ്ഥാനം ഇടത്തേക്ക് മാറ്റുകയും 10 ന്റെ ഘാതം ആയി ഈ 2 കൊടുക്കുകയും വേണം. അതുപോലെ 0.00016 നെ 1.6×10^{-4} എന്നെഴുതാം. ഇവിടെ ദശാംശ ചിഹ്നം നാല് സ്ഥാനം വലത്തേക്ക് മാറ്റേണ്ടതും ഘാതം 4 ആയി നിജപ്പെടുത്തേണ്ടതുമാണ്.

ശാസ്ത്രീയ പ്രതീകത്തിൽ പ്രതിനിധീകരിച്ചിരിക്കുന്ന സംഖ്യകൾ ഗണിതക്രിയക്ക് വിധേയമാക്കുമ്പോൾ താഴെപ്പറയുന്ന കാര്യങ്ങൾ ശ്രദ്ധിക്കേണ്ടതാണ്.

ഗുണനവും ഹരണവും (Multiplication and Division)

ഘാതസംഖ്യകൾക്കുള്ള അതേ നിയമങ്ങൾ തന്നെയാണ് ഈ ഗണിതക്രിയകൾക്കുള്ളത്. അതായത്,

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

$$\left(9.8\times10^{-2}\right)\times\left(2.5\times10^{-6}\right)=\left(9.8\times2.5\right)\left(10^{-2+(-6)}\right)$$
$$=\left(9.8\times2.5\right)\left(10^{-2-6}\right)$$
$$=24.50\times10^{-8}$$
$$=2.450\times10^{-7}$$

$$\frac{2.7\times10^{-3}}{5.5\times10^{4}}=\left(2.7\div5.5\right)\left(10^{-3-4}\right)=0.4909\times10^{-7}$$
$$=4.909\times10^{-8}$$

സങ്കലനവും വ്യവകലനവും (Addition and Subtraction)

ഈ രണ്ട് പ്രവർത്തനത്തിനും ആദ്യം സംഖ്യകൾക്ക് ഒരേ ഘാതം ആണെന്ന് ഉറപ്പ് വരുത്തണം. അതിന് ശേഷം ഗുണകങ്ങളെ (coefficients) കൂട്ടുകയോ കുറയ്ക്കുകയോ ചെയ്യണം.

6.65×10^4, 8.95×10^3 എന്നിവ കൂട്ടുന്നതിന് ആദ്യം അവയുടെ ഘാതം ഒരുപോലെയാക്കുക.
അതിന് ശേഷം ഈ സംഖ്യകളെ താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്നതുപോലെ കൂട്ടാം .

$(6.65+0.895)\times10^4=7.545\times10^4$

അതുപോലെ രണ്ട് സംഖ്യകളുടെ വ്യവകലനം ശ്രദ്ധിക്കുക.

$2.5\times10^{-2}-4.8\times10^{-3}$

$=(2.5\times10^{-2})-(0.48\times10^{-2})$

$=(2.5-0.48)\times10^{-2}=2.02\times10^{-2}$

1.4.2 സാർഥക അക്കങ്ങൾ (Significant Figures)

എല്ലാ പരീക്ഷണാത്മക അളവുകളിലും അതുമായി ബന്ധപ്പെട്ട ചില അനിശ്ചിതത്വങ്ങൾ ഉണ്ട്. ഇവ അളവിനായുപയോഗിക്കുന്ന ഉപകരണത്തിന്റെ പരിമിതിയോ അളവു നടത്തുന്നയാളിന്റെ കഴിവിനെയോ ആശ്രയിച്ചിരിക്കും. ഉദാഹരണത്തിന് ഒരു പ്ലാറ്റ്ഫോം ബാലൻസ് ഉപയോഗിച്ച് ഒരു വസ്തുവിന്റെ മാസ്സ് 9.4g എന്നു കിട്ടിയെന്നിരിക്കട്ടെ. ഇതേ വസ്തു ഒരു അനലിറ്റിക്കൽ ബാലൻസ് ഉപയോഗിച്ചപ്പോൾ കിട്ടിയ മാസ്സ് 94213 ആണെങ്കിൽ അനലിറ്റിക്കൽ ബാലൻസിൽ കിട്ടിയ മാസ്സ് പ്ലാറ്റ്ഫോം ബാലൻസിന്റേതിനെക്കാൾ അൽപ്പം കൂടുതലാണെന്നു കാണാം. അതിനാൽ പ്ലാറ്റ്ഫോം ബാലൻസ് ഉപയോഗിച്ചുള്ള അളവിൽ ദശാംശത്തിനുശേഷമുള്ള 4 എന്ന സംഖ്യ അനിശ്ചിതമാണെന്ന് പറയാം.

കണക്കു കൂട്ടിയോ പരീക്ഷണം വഴിയോ കണ്ടുപിടിക്കുന്ന മൂല്യങ്ങളുടെ അനിശ്ചിതത്വം സാർഥക അക്കങ്ങൾ വഴിയാണ് സൂചിപ്പിക്കുന്നത്. നിശ്ചിതമായി പറയാവുന്ന അർഥപൂർണമായ സംഖ്യകളെയാണ് **സാർഥക അക്കങ്ങൾ** എന്ന് പറയുന്നത്. അനിശ്ചിതത്വം സൂചിപ്പിക്കുന്നത് നിശ്ചിതമായ സംഖ്യകളും അവസാനമായി അനിശ്ചിത സംഖ്യയും എഴുതുന്നതിലൂടെയാണ്. 11.2 mL എന്ന ഫലത്തിൽ 11 എന്നത് നിശ്ചിതവും 2 എന്നത് അനിശ്ചിതവും ആണ്. അവസാന സംഖ്യയിലെ അനിശ്ചിതത്വം ±1 ആണ്. മറ്റൊരു സൂചനയും ഇല്ലെങ്കിൽ അവസാന അക്കത്തിലെ അനിശ്ചിതത്വം ±1 ആണെന്നത് മനസ്സിലാക്കേണ്ടതാണ്.

സാർഥക അക്കങ്ങൾ കണ്ടുപിടിക്കുന്നതിന് ചില നിയമങ്ങൾ ഉണ്ട്. അവ താഴെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.

(1) പൂജ്യങ്ങളല്ലാത്ത എല്ലാ അക്കങ്ങളും സാർഥകങ്ങളാണ്. ഉദാഹരണത്തിന് 285 cm ൽ, മൂന്ന് സാർഥക അക്കങ്ങളും 0.25 mL ൽ രണ്ട് സാർഥക അക്കങ്ങളും ഉണ്ട്.

(2) ആദ്യത്തെ പൂജ്യമല്ലാത്ത സംഖ്യക്ക് മുന്നിൽ വരുന്ന പൂജ്യങ്ങൾ സാർഥകങ്ങളല്ല. അത്തരം പൂജ്യങ്ങൾ ദശാംശ ചിഹ്നത്തിന്റെ സ്ഥാനത്തെയാണ് സൂചിപ്പിക്കുന്നത്. അതുകൊണ്ട് 0.03 എന്ന സംഖ്യക്ക് ഒരു സാർഥക അക്കവും 0.0052 എന്ന സംഖ്യക്ക് രണ്ടു സാർഥക അക്കങ്ങളും ഉണ്ട്.

(3) പൂജ്യമല്ലാത്ത രണ്ടു സംഖ്യകളുടെ ഇടയിൽ വരുന്ന പൂജ്യങ്ങൾ സാർഥകങ്ങളാണ്. അതുകൊണ്ട് 2.005 ൽ നാല് സാർഥക അക്കങ്ങൾ ഉണ്ട്.

(4) ഒരു സംഖ്യയിലെ അവസാന പൂജ്യങ്ങൾ ദശാംശ ചിഹ്നത്തിന് ശേഷമാണ് വരുന്നതെങ്കിൽ അത് സാർഥകമായിരിക്കും. ഉദാഹരണത്തിന് 0.200 എന്ന സംഖ്യയിൽ മൂന്ന് സാർഥക അക്കങ്ങൾ ഉണ്ട്.

പക്ഷെ ദശാംശ ചിഹ്നമില്ലെങ്കിൽ അവസാനത്തെ പൂജ്യങ്ങൾ സാർഥകമായിരിക്കില്ല. ഉദാഹരണത്തിന് 100 എന്ന സംഖ്യയിൽ ഒരു സാർഥക അക്കമാണുള്ളത്, പക്ഷെ 100. ൽ മൂന്ന് സാർഥക അക്കങ്ങളും , 100.0 ൽ നാല് സാർഥക അക്കങ്ങളും ഉണ്ട്. ഇത്തരത്തിലുള്ള സംഖ്യകളെ ശാസ്ത്രീയ ചിഹ്നങ്ങളുപയോഗിച്ചു പ്രതിനിധാനം ചെയ്യാം. 100 എന്ന സംഖ്യയെ ഒരു സാർഥക അക്കത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ എഴുതിയാൽ 1×10^2 എന്നെഴുതാം. രണ്ടു സാർഥക അക്കങ്ങൾക്കു വേണ്ടി 1.0×10^2 എന്നും , മൂന്നിന് വേണ്ടി 1.00×10^2 എന്നും എഴുതാം.

(5) വസ്തുക്കളെ എണ്ണാനുപയോഗിക്കുന്ന എണ്ണൽ സംഖ്യകൾക്ക് അനന്തമായ സാർഥക അക്കങ്ങൾ ആണുള്ളത്. ഉദാഹരണമായി രണ്ട് പന്തുകൾ ഇരുപത് മുട്ടകൾ എന്നിവ. ഇവയെല്ലാം കൃത്യമായ സംഖ്യകളാണ്. ദശാംശ ചിഹ്നത്തിന് ശേഷം അനന്തമായ പൂജ്യങ്ങൾ ഉപയോഗിച്ച് ഇവയെ പ്രതിനിധാനം ചെയ്യാം.

> 2 = 2.000000 അല്ലെങ്കിൽ 20 = 20.000000
> സംഖ്യകളെ ശാസ്ത്രീയ ചിഹ്നങ്ങളുപയോഗിച്ചാണ് പ്രതിനിധാനം ചെയ്യുന്നതെങ്കിൽ, എല്ലാ അക്കങ്ങളും സാർഥകമായിരിക്കും. ഉദാഹരണത്തിന്, 4.01×10^2 ൽ മൂന്ന് സാർഥക സംഖ്യകളും 8.256×10^{-3} ൽ നാല് സാർഥക അക്കങ്ങളും ഉണ്ടായിരിക്കും.

എന്നിരുന്നാലും ഈ അളവുകൾ കൃത്യവും സൂക്ഷ്മവുമായിരിക്കാൻ ആരും ആഗ്രഹിക്കും. അളവുകളെക്കുറിച്ച് സൂചിപ്പിക്കുമ്പോൾ എല്ലായ്പ്പോഴും നാം കൃത്യതയും (Accuracy) സൂക്ഷ്മതയും (Precision) പരാമർശിക്കുന്നു.

ഒരു പരിമാണത്തിന്റെ വ്യത്യസ്ത അളവുകളുടെ അടുപ്പമാണ് **സൂക്ഷ്മത** (Precision) എന്നതുകൊണ്ട് ഉദ്ദേശിക്കുന്നത്. എന്നാൽ **കൃത്യത** (Accuracy) എന്നത് യഥാർഥ ഫലത്തോടുള്ള ഒരു അളവിന്റെ ചേർച്ചയാണ്. ഉദാഹരണത്തിന് ഒരു ഫലത്തിന്റെ യഥാർഥ മൂല്യം 2 .00 g ആണെന്നിരിക്കട്ടെ. A എന്ന ഒരു കുട്ടി രണ്ട് അളവുകളുടെ ഫലം 1.95g എന്നും 1.93g എന്നും രേഖപ്പെടുത്തുന്നു. ഈ രണ്ട് മൂല്യങ്ങളും സൂക്ഷ്മമാണെങ്കിലും അവ കൃത്യമല്ല. മറ്റൊരു കുട്ടി പരീക്ഷണം ആവർത്തിച്ചപ്പോൾ കിട്ടിയ അളവുകളുടെ ഫലം 1 .94 g എന്നും 2 .04 g എന്നും ആണ്. ഈ നിരീക്ഷണങ്ങൾ കൃത്യമോ സൂക്ഷ്മമോ അല്ല. മൂന്നാമതൊരുകുട്ടി നടത്തിയ അളവുകളുടെ ഫലം 2 .01 g എന്നും 1 .99 g എന്നും ആണ്. ഈ രണ്ടു ഫലങ്ങളും കൃത്യവും സൂക്ഷ്മവുമാണ്. പട്ടിക 1.4 ൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്ന വിവരങ്ങളിൽ നിന്ന് ഇത് കൂടുതൽ വ്യക്തമായി മനസിലാക്കാം.

പട്ടിക 1.4 സൂക്ഷ്മതയും (Precision) കൃത്യതയും (Accuracy) വിശദീകരിക്കുന്ന ദത്തം

അളവുകൾ/g			
	1	2	ശരാശരി (g)
കുട്ടി A	1.95	1.93	1.940
കുട്ടി B	1.94	2.05	1.995
കുട്ടി C	2.01	1.99	2.000

സാർഥക അക്കങ്ങളുടെ സങ്കലനവും വ്യവകലനവും *(Addition and Subtraction of Significant Figures)*

സങ്കലന/വ്യവകലന ക്രിയയിൽ ഉപയോഗിക്കുന്ന വയിൽ ദശാംശത്തിനുശേഷം ഏറ്റവും കുറവ് വരുന്ന സംഖ്യയിൽ എത്ര ദശാംശസ്ഥാനങ്ങളാണോ ഉള്ളത്, അത്രയും ദശാംശസ്ഥാനങ്ങളായിരിക്കണം സങ്കലന/വ്യവകലന ക്രിയാഫലത്തിലും ഉണ്ടായിരിക്കേണ്ടത്.

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

ഇവിടെ 18.0 ൽ ഒരു ദശാംശസ്ഥാനമാണ് ഉള്ളത്. അതിനാൽ ഉത്തരം ഒരു ദശാംശസ്ഥാനത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ പ്രസ്താവിക്കണം. അതായത് 31.1

സാർഥക അക്കങ്ങളുടെ ഗുണനവും ഹരണവും *(Multiplication and Division of Significant Figures)*

ഈ ക്രിയകളിൽ ഏറ്റവും കുറച്ചു സാർഥക അക്കങ്ങൾ ഉള്ള സംഖ്യയുടെ (അളവിന്റെ) അക്കങ്ങളുടെ എണ്ണമായിരിക്കണം ഉത്തരത്തിൽ കാണിച്ചിരിക്കേണ്ടത്.

$$2.5 \times 1.25 = 3.125$$

എന്ന ക്രിയയിൽ 2.5 ൽ രണ്ടു സാർഥക അക്കങ്ങളാണുള്ളത്. അതുകൊണ്ടു ഉത്തരത്തിൽ രണ്ടു സാർഥക അക്കങ്ങളേ പാടുള്ളൂ. അതായത് 3 .1 .

മുകളിൽ കാണിച്ച ഗണിതക്രിയകളിൽ ഉത്തരങ്ങൾ സാർഥക അക്കങ്ങളുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ പരിമിതപ്പെടുത്തുമ്പോൾ താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന നിർദേശങ്ങൾ ശ്രദ്ധിക്കേണ്ടതാണ്.

1. നീക്കം ചെയ്യേണ്ട ഏറ്റവും വലതുവശത്തെ സംഖ്യ അഞ്ചിൽ കൂടുതൽ ആണെങ്കിൽ അതിന് തൊട്ടുമുമ്പിലുള്ള സംഖ്യ ഒന്ന് കൂട്ടിയെഴുതണം. ഉദാഹരണത്തിന്, 1.386 എന്ന സംഖ്യയിൽ നിന്ന് 6 നീക്കണം എന്നുണ്ടെങ്കിൽ എട്ടിനെ ഒൻപതാക്കി മാറ്റണം. അതായത് 1.39 എന്ന രീതിയിൽ മാറ്റണം.
2. നീക്കം ചെയ്യേണ്ട ഏറ്റവും വലതുവശത്തെ സംഖ്യ അഞ്ചിൽ കുറവാണെങ്കിൽ തൊട്ടുമുൻപിലുള്ള സംഖ്യക്ക് മാറ്റം വരുത്തേണ്ടതില്ല. ഉദാഹരണമായി 4.334 എന്ന സംഖ്യയിൽ നാല് നീക്കം ചെയ്യണമെന്നുണ്ടെങ്കിൽ ഉത്തരം 4.33 എന്ന് എഴുതാം.
3. വലതുവശത്തുനിന്നും മാറ്റേണ്ട സംഖ്യ അഞ്ചാണെങ്കിൽ അതിനുതൊട്ടുമുന്നിലുള്ള സംഖ്യ മാറ്റേണ്ടുന്നത് ഇപ്രകാരമായിരിക്കണം. അതൊരു ഒറ്റ സംഖ്യയാണെങ്കിൽ ഒന്ന് കൂട്ടിയെഴുതണം, ഇരട്ട സംഖ്യയാണെങ്കിൽ ആ സംഖ്യ മാറ്റമില്ലാതെ അതുപോലെതന്നെയെഴുതണം. ഉദാഹരണമായി 6.35 എന്ന സംഖ്യ പരിമിതപ്പെടുത്തുമ്പോൾ 6.4 എന്നും 6.25 എന്ന സംഖ്യ 6.2 എന്നും എഴുതണം.

1.4.3 പരിമാണവിശകലനം (Dimensional Analysis)

ഗണിതക്രിയകളിൽ പലപ്പോഴും യൂണിറ്റുകൾ ഒരു സമ്പ്രദായത്തിൽനിന്ന് മറ്റൊന്നിലേക്ക് പരിവർത്തനം ചെയ്യേണ്ടതായിവരാറുണ്ട്. ഇത് നിർവഹിക്കാൻ സാധാരണ ഉപയോഗിക്കുന്ന രീതി **ഘടക ലേബൽ രീതി (factor label method) അല്ലെങ്കിൽ യൂണിറ്റ് ഘടകരീതി (unit factor method) അല്ലെങ്കിൽ**

പരിമാണവിശകലനം ആണ്. ഇത് താഴെ വിശദീകരിച്ചിരിക്കുന്നു.

ഉദാഹരണം

ഒരു കഷണം ലോഹത്തിന്റെ നീളം 3 inch ആണ് (in എന്ന് പ്രതിനിധാനം ചെയ്യുന്നു). അതിന്റെ നീളം സെന്റിമീറ്ററിൽ എത്രയാണ്?

ഉത്തരം

നമുക്കറിയാം 1 in = 2.54 cm

ഈ തുല്യതയിൽനിന്ന് നമുക്ക് ഇതിനെ ഇങ്ങനെ എഴുതാം.

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

ഈ രണ്ട് ഘടകങ്ങളെയും **യൂണിറ്റ് ഘടകങ്ങൾ** എന്നാണ് പറയുന്നത്. യൂണിറ്റ് ഘടകങ്ങളെ ഏതെങ്കിലും ഒരു സംഖ്യകൊണ്ട് ഗുണിക്കുകയാണെങ്കിൽ അതിന്റെ വിലയ്ക്ക് വ്യത്യാസം വരുന്നതല്ല. മുകളിലെ ചോദ്യത്തിലെ 3 കൊണ്ട് യൂണിറ്റ് ഘടകത്തെ ഗുണിച്ചാൽ,

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

ഗുണിക്കേണ്ട യൂണിറ്റ് ഘടകം ഏതാണെന്നു തീരുമാനിക്കുന്നത് നമുക്ക് ഏത് യൂണിറ്റാണ് ലഭിക്കേണ്ടത് എന്നതിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിലാണ്. ഉദാഹരണമായി ഈ ചോദ്യത്തിൽ നമുക്ക് വേണ്ടത് cm യൂണിറ്റിലെ ഉത്തരം ആണ്. അതുകൊണ്ടുപയോഗിക്കേണ്ട യൂണിറ്റ് ഘടകം $\frac{2.54 \text{ cm}}{1 \text{ in}}$ ആണ്. (ഉത്തരത്തിൽ ആവശ്യമായ യൂണിറ്റ്, അംശത്തിൽ ഉണ്ടായിരിക്കണം)

സംഖ്യകളെ കൈകാര്യം ചെയ്യുന്നതുപോലെതന്നെ യൂണിറ്റുകളെയും കൈകാര്യം ചെയ്യാം എന്ന് മുകളിൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന ഉദാഹരണത്തിൽ നിന്ന് മനസിലാക്കാം. അവയെ ഗുണിക്കാനും ഹരിക്കാനും റദ്ദാക്കാനും വർഗീകരിക്കാനും കഴിയും. ഒരുദാഹരണം കൂടി നോക്കാം.

ഉദാഹരണം

ഒരു ജഗ്ഗിൽ രണ്ടു ലിറ്റർ പാൽ ഇരിക്കുന്നു. പാലിന്റെ വ്യാപ്തം m^3 ൽ കണ്ടുപിടിക്കുക.

ഉത്തരം

1 L = 1000 cm^3 ആണെന്ന് നമുക്കറിയാം.

അതുപോലെ 1m = 100 cm. ഇതിൽനിന്ന് നമുക്കെഴുതാവുന്ന യൂണിറ്റ് ഘടകരീതി ആണ്

$$\frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} = 1 = \frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}}$$

മുകളിൽ തന്നിരിക്കുന്ന യൂണിറ്റ് ഘടകങ്ങളിൽ നിന്ന് m^3 ലഭിക്കുവാൻ ആദ്യത്തെ യൂണിറ്റ് ഘടകമാണ് എടുക്കേണ്ടത്.

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

ഇപ്പോൾ, 2 L = 2×1000 cm^3

മുകളിൽ തന്നിരിക്കുന്നതിനെ യൂണിറ്റ് ഘടകം കൊണ്ട് ഇതിനെ ഗുണിക്കുക.

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

ഉദാഹരണം

രണ്ടു ദിവസങ്ങളിൽ എത്ര സെക്കൻഡുകൾ അടങ്ങിയിരിക്കുന്നു?

ഉത്തരം

ഇവിടെ നമുക്കറിയാവുന്നത് ഒരു ദിവസം എന്നാൽ 24 മണിക്കൂർ എന്നതാണ്.

$$\therefore \frac{1 \text{ ദിവസം}}{24 \text{ മണിക്കൂർ}} = 1 = \frac{24 \text{ മണിക്കൂർ}}{1 \text{ ദിവസം}}$$

1 മണിക്കൂർ = 60 മിനിറ്റ്

$$\therefore \frac{1 \text{ മണിക്കൂർ}}{60 \text{ മിനിറ്റ്}} = 1 = \frac{60 \text{ മിനിറ്റ്}}{1 \text{ മണിക്കൂർ}}$$

∴ 1 മിനിറ്റ് = 60 സെക്കൻഡുകൾ

∴ രണ്ടു ദിവസങ്ങൾ =

$$2 \text{ ദിവസം} \times \frac{24 \text{ മണിക്കൂർ}}{1 \text{ ദിവസം}} \times \frac{60 \text{ മിനിറ്റ്}}{1 \text{ മണിക്കൂർ}} \times \frac{60 s}{1 \text{ മിനിറ്റ്}}$$

= 2 × 24 × 60 × 60 s

= 172800 s

1.5 രാസസംയോജകനിയമങ്ങൾ (Laws of Chemical Combinations)

അന്റോയിൻ ലവോയിസിയെ (1743-1794)

മൂലകങ്ങൾ കൂടിച്ചേർന്ന് സംയുക്തങ്ങൾ ഉണ്ടാകുന്നത് താഴെപ്പറയുന്ന അഞ്ച് നിയമങ്ങളുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ ആണ്.

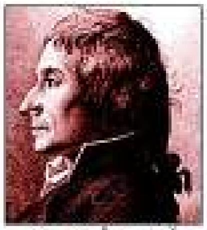
1.5.1 ദ്രവ്യസംരക്ഷണനിയമം (Law of Conservation of Mass)

1789 ൽ ആന്റോയിൻ ലവോയിസിയെ (Antoine Lavoisier) എന്ന ഫ്രഞ്ച് ശാസ്ത്രജ്ഞനാണ് ഈ നിയമം പ്രസ്താവിച്ചത്. ഈ നിഗമനത്തിൽ എത്തിച്ചേരുന്നതിന് അദ്ദേഹം ശ്രദ്ധാപൂർവം ജ്വലനപ്രവർത്തനങ്ങൾ പരീക്ഷിച്ചു. ഒരു പ്രക്രിയ നടക്കുമ്പോൾ ആകെ മാസിൽ യാതൊരു മാറ്റവും വരുന്നില്ല എന്നതായിരുന്നു എല്ലാ ഭൗതികരാസമാറ്റങ്ങളെ

സംബന്ധിച്ചും അദ്ദേഹത്തിന് എത്തിച്ചേരാൻ കഴിഞ്ഞ നിഗമനം. അതായത് ദ്രവ്യം നിർമിക്കാനോ നശിപ്പിക്കാനോ സാധ്യമല്ല എന്നതാണ് ദ്രവ്യ സംരക്ഷണ നിയമം. ഈ നിയമം രസതന്ത്രത്തിൽ പിന്നീട് പല വികാസ പരിണാമങ്ങൾക്കും അടിസ്ഥാനശിലയായി. യഥാർത്ഥത്തിൽ ലവോയിസിയെ ശ്രദ്ധാപൂർവം ആസൂത്രണം ചെയ്ത പരീക്ഷണങ്ങളിൽ അഭികാരകങ്ങളുടെയും ഉത്പന്നങ്ങളുടെയും മാസ് കൃത്യതയോടെ അളന്നതിന്റെ പരിണതഫലമാണ് ഈ നിയമം.

1.5.2 സ്ഥിരാനുപാതനിയമം (Law of Definite Proportion)

ജോസഫ് പ്രൗസ്റ്റ് (Joseph Proust)എന്ന ഫ്രഞ്ച് ശാസ്ത്രജ്ഞനാണ് ഈ നിയമം കൊണ്ടുവന്നത്. ഈ നിയമപ്രകാരം ഒരു നിശ്ചിത സംയുക്തത്തിൽ അടങ്ങിയിരിക്കുന്ന മൂലകങ്ങളുടെ മാരത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിലെ അനുപാതം എപ്പോഴും സ്ഥിരമായിരിക്കും.


ജോസഫ് പ്രൗസ്റ്റ്
(1754—1826)

കുപ്രിക് കാർബണേറ്റിന്റെ രണ്ടു സാമ്പിളുകളാണ് പ്രൗസ്റ്റ് ഈ പരീക്ഷണത്തിന് ഉപയോഗിച്ചത്. ഒന്ന് പ്രകൃതിദത്തവും മറ്റൊന്ന് കൃത്രിമവും. താഴെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നതുപോലെ മൂലകങ്ങളുടെ സംയോഗം (Composition) രണ്ടു സാമ്പിളുകളിലും ഒരുപോലെയാണെന്ന് അദ്ദേഹം കണ്ടെത്തി.

	കോപ്പറിന്റെ ശതമാനം	കാർബണിന്റെ ശതമാനം	ഓക്സിജന്റെ ശതമാനം
പ്രകൃതിദത്ത സാമ്പിൾ	51.35	9.74	38.91
കൃത്രിമ സാമ്പിൾ	51.35	9.74	38.91

അതായത് സ്രോതസ് ഏതുതന്നെയായാലും ഒരു സംയുക്തത്തിൽ ഒരേ മൂലകങ്ങൾ ഒരേ അനുപാതത്തിൽ അടങ്ങിയിരിക്കുന്നു. ഈ നിയമത്തിന്റെ സാധുത വിവിധ പരീക്ഷണങ്ങൾ വഴി സ്ഥിരീകരിക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. പലപ്പോഴും ഈ നിയമത്തെ സ്ഥിര സംയോഗ നിയമം (Law of definite composition) എന്നും വിളിക്കുന്നു.

1.5.3 ബഹുഅനുപാതനിയമം (Law of Multiple Proportions)

ഈ നിയമം പ്രസ്താവിച്ചത് 1803 ൽ ഡാൾട്ടൻ എന്ന ശാസ്ത്രജ്ഞനാണ്. **ഈ നിയമപ്രകാരം രണ്ടു മൂലകങ്ങൾ കൂടിച്ചേർന്ന് ഒന്നിലധികം സംയുക്തങ്ങൾ ഉണ്ടാകുകയാണെങ്കിൽ, അതിൽ ഒരു മൂലകത്തിന്റെ ഒരു നിശ്ചിത മാസുമായി ചേരുന്ന രണ്ടാമത്തെ മൂലകത്തിന്റെ മാസുകൾ ഒരു ലഘു പൂർണ സംഖ്യാനുപാതത്തിൽ ആയിരിക്കും.**

ഉദാഹരണത്തിന് ഹൈഡ്രജനും ഓക്സിജനും കൂടിച്ചേർന്ന് രണ്ടു സംയുക്തങ്ങൾ ഉണ്ടാകുന്നു. ജലവും ഹൈഡ്രജൻ പെറോക്സൈഡും.

ഹൈഡ്രജൻ + ഓക്സിജൻ → വെള്ളം

2g 16g 18g

ഹൈഡ്രജൻ + ഓക്സിജൻ → ഹൈഡ്രജൻപെറോക്സൈഡ്

2g 32g 34g

ഇവിടെ 2g ഹൈഡ്രജനുമായി (നിശ്ചിത മാസ്) കൂടിച്ചേരുന്ന ഓക്സിജന്റെ മാസുകൾ തമ്മിലുള്ള അനുപാതം 16: 32, അതായത് 1:2 ആണ്.

1.5.4 ഗേ ലൂസ്സാകിന്റെ വാതക വ്യാപ്തനിയമം (Gay Lussac's Law of Gaseous Volumes)

1808 ൽ ഗേ ലൂസ്സാക് ആണ് ഈ നിയമം പ്രസ്താവിച്ചത്. **രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ വാതകങ്ങൾ കൂടിച്ചേരുകയോ ഉണ്ടാകുകയോ ചെയ്യുമ്പോൾ ഒരേ ഊഷ്മാവിലും മർദത്തിലും സാധ്യമാകുന്ന അവയുടെ വ്യാപ്തങ്ങൾ ഒരു ലളിത അനുപാതത്തിൽ ആയിരിക്കും.**

ജോസഫ് ലൂയിസ്/
ഗേ ലൂസ്സാക്

ഈ വിധത്തിൽ 100 mL ഹൈഡ്രജനും 50 mL ഓക്സിജനും കൂടിച്ചേർന്നാൽ 100 mL നീരാവി ലഭിക്കും.

ഹൈഡ്രജൻ + ഓക്സിജൻ → നീരാവി

100 mL 50 mL 100 mL

അതായത് സംയോജനത്തിലേർപ്പെടുന്ന ഹൈഡ്രജന്റെയും ഓക്സിജന്റെയും വ്യാപ്തങ്ങൾ തമ്മിലുള്ള അനുപാതം 100:50. ലളിതാനുപാതം 2:1 ആയിരിക്കും.

ഗേ ലൂസ്സാക് കണ്ടുപിടിച്ച വ്യാപ്തത്തിലെ സംഖ്യാനുപാതബന്ധം യഥാർത്ഥത്തിൽ വ്യാപ്തത്തിന്റെ സ്ഥിരാനുപാതനിയമം ആണ്. നേരത്തെ പ്രസ്താവിച്ച സ്ഥിരാനുപാത നിയമം മാസുമായി ബന്ധപ്പെട്ടതാണ്. 1811 ൽ അവോഗാഡ്രോയുടെ പ്രവർത്തനങ്ങളാണ് ഗേ ലൂസ്സാക്കിന്റെ നിയമത്തെ ശരിയായി വിശദീകരിക്കാൻ സഹായിച്ചത്.

1.5.5 അവോഗാഡ്രോ നിയമം (Avogadro Law)

1811-ൽ പ്രസ്താവിക്കപ്പെട്ട അവോഗാഡ്രോ നിയമപ്രകാരം, **തുല്യ വ്യാപ്തമുള്ള വാതകങ്ങൾ ഒരേ ഊഷ്മാവിലും മർദത്തിലും സ്ഥിതിചെയ്യുകയാണെങ്കിൽ അവയിൽ അടങ്ങിയിരിക്കുന്ന**

തന്മാത്രകളുടെ എണ്ണം തുല്യമായിരിക്കും. നാം ഇപ്പോൾ മനസ്സിലാക്കുന്ന തരത്തിലുള്ള **ആറ്റങ്ങളും തന്മാത്രകളും** കൃത്യമായി വിശദീകരിച്ചത് അവൊഗാഡ്രോ ആണ്. ഹൈഡ്രജനും ഓക്സിജനും പ്രതിപ്രവർത്തിച്ച് ജലം ഉണ്ടാകുന്ന പ്രവർത്തനത്തിൽ, രണ്ടു വ്യാപ്തം ഹൈഡ്രജൻ ഒരു വ്യാപ്തം ഓക്സിജനുമായി പ്രവർത്തിച്ചു രണ്ടു വ്യാപ്തം ജലബാഷ്പമുണ്ടാകുന്നു. അല്പം പോലും ഓക്സിജൻ ഈ പ്രവർത്തനത്തിൽ അവശേഷിക്കുന്നില്ല.

Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro di Quaregna edi Cerreto (1776-1856)

ചിത്രം 1.9 ൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്ന ഓരോ ചെറിയ പെട്ടിയിലും തുല്യ എണ്ണം തന്മാത്രകളാണ് ഉള്ളത്. തന്മാത്രകൾ **ബഹുഅറ്റോമിക**മാണെന്നു കണക്കാക്കി മേല്പറഞ്ഞ ഫലം അവൊഗാഡ്രോ വിശദീകരിച്ചു. ഇപ്പോൾ നമുക്കറിയാവുന്നതുപോലെ ഹൈഡ്രജനും ഓക്സിജനും ദ്വയാറ്റോമികതന്മാത്രകളാണെന്നു കണക്കാക്കിയാൽ മുകളിൽ പറഞ്ഞ കാര്യം എളുപ്പത്തിൽ മനസിലാക്കാം. എങ്കിലും ഡാൾട്ടനും മറ്റുള്ളവരും ആ സമയത്ത് വിശ്വസിച്ചിരുന്നത് ഒരേ തരത്തിലുള്ള ആറ്റങ്ങൾ കൂടിച്ചേർന്നു ഹൈഡ്രജന്റെയോ ഓക്സിജന്റെയോ പോലുള്ള തന്മാത്രകൾ ഉണ്ടാവില്ല എന്നുള്ളതാണ്. അവൊഗാഡ്രോയുടെ നിർദേശം പ്രസിദ്ധീകരിക്കപ്പെട്ടത് ഫ്രഞ്ച് ജേർണൽ ആയ **ജേർണൽ ദേ ഫിസിക്‌സിലാണ് (Journal de Physique).** ശരിയായിരുന്നിട്ടുകൂടി ഈ നിർദേശത്തിന് വലിയ പിന്തുണ ലഭിച്ചില്ല.

അൻപതു വർഷത്തിനുശേഷം, 1860-ൽ രസതന്ത്രത്തിൽ നിലനിന്നിരുന്ന പല പ്രശ്നങ്ങൾക്കും പരിഹാരം കാണാനായി ഒന്നാം അന്താരാഷ്ട്രരസതന്ത്രസമ്മേളനം ജർമനിയിലെ കാൾസ്റൂഹയിൽ (Karlsruhe) വച്ച് നടന്നു. ഈ സമ്മേളനത്തിൽ സ്റ്റാനിസ്ലാവോ കനിസ്സാറോ (Stanislao Cannizaro) രസതന്ത്ര ദർശനങ്ങളുടെ പരിണാമം വരച്ചുകാട്ടിയപ്പോൾ അവൊഗാഡ്രോയുടെ പ്രസ്താവനയുടെ പ്രാധാന്യം ഊന്നിപ്പറഞ്ഞു.

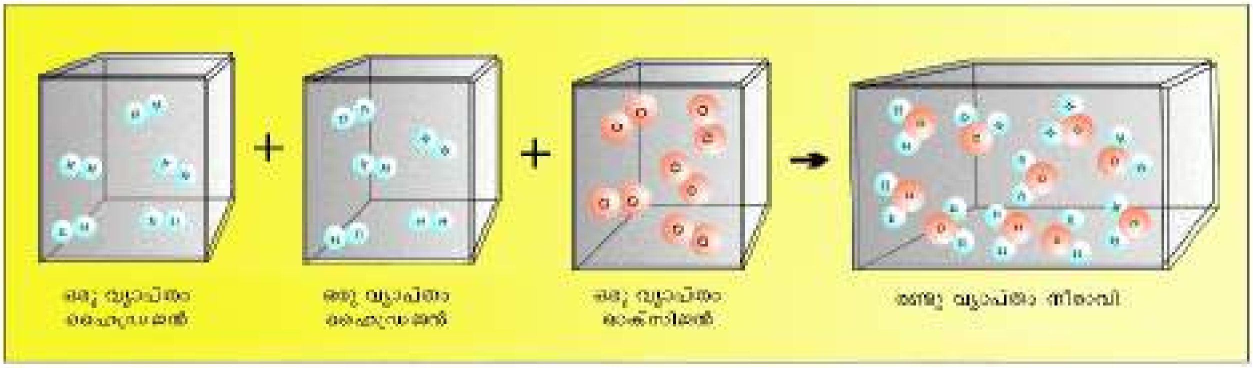
1.6 ഡാൾട്ടന്റെ അറ്റോമിക സിദ്ധാന്തം (Dalton's Atomic Theory)

ഗ്രീക്ക് തത്വചിന്തകനായ ഡെമോക്രീറ്റസിന്റെ (BCE 460-370) കാലംമുതൽക്കുതന്നെ ദ്രവ്യം വിഭജിക്കാൻ കഴിയാത്ത അറ്റാമിയോ (a-tomio) എന്ന കണങ്ങളാൽ നിർമിതമാണ് എന്ന ധാരണ നിലനിന്നിരുന്നുവെങ്കിലും മുകളിൽ പരാമർശിച്ച നിയമങ്ങളിലേക്കു എത്തിച്ചേർന്ന പല പരീക്ഷണങ്ങളിൽ നിന്നും ഈ സിദ്ധാന്തം വീണ്ടും ഉയർന്നു വന്നു.

ജോൺ ഡാൾട്ടൻ (1776 1884)

1808 ൽ ഡാൾട്ടൻ പ്രസിദ്ധീകരിച്ച 'രസതന്ത്ര ദർശനത്തിലെ ഒരു പുതിയ സമ്പ്രദായം '(A new system of chemical philosophy) എന്ന പ്രസിദ്ധീകരണത്തിൽ താഴെപ്പറയുന്ന കാര്യങ്ങൾ പ്രസ്താവിച്ചു.

1. ദ്രവ്യം നിർമിച്ചിരിക്കുന്നത് അവിഭാജ്യ കണങ്ങളായ ആറ്റങ്ങളാൽ ആണ്.
2. ഒരു മൂലകത്തിന്റെ എല്ലാ ആറ്റങ്ങൾക്കും സമാന മാസ് ഉൾപ്പെടെ സമാന ഗുണങ്ങൾ ആയിരിക്കും. വ്യത്യസ്ത മൂലകങ്ങളുടെ ആറ്റങ്ങൾക്ക് വ്യത്യസ്ത മാസുമായിരിക്കും.
3. വ്യത്യസ്ത മൂലകങ്ങളുടെ ആറ്റങ്ങൾ ഒരു നിശ്ചിത അനുപാതത്തിൽ കൂടിച്ചേർന്ന് സംയുക്തങ്ങൾ ഉണ്ടാകുന്നു.
4. രാസപ്രവർത്തനങ്ങളിൽ ആറ്റങ്ങളുടെ പുനഃക്രമീകരണം നടക്കുന്നു. ഒരു രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ ആറ്റങ്ങൾ നിർമിക്കപ്പെടുകയോ നശിപ്പിക്കപ്പെടുകയോ ചെയ്യുന്നില്ല.



ചിത്രം 1.9 രണ്ടു വ്യാപ്തം ഹൈഡ്രജൻ ഒരു വ്യാപ്തം ഓക്സിജനുമായി പ്രതിപ്രവർത്തിച്ചു രണ്ടു വ്യാപ്തം നീരാവി ഉണ്ടാകുന്നു

ഡാൾട്ടന്റെ അറ്റോമികസിദ്ധാന്തത്തിന് രാസസംയോജകനിയമങ്ങൾ വിശദീകരിക്കാൻ കഴിഞ്ഞു.

1.7 അറ്റോമികമാസും തന്മാത്രാമാസും (Atomic and Molecular Masses)

ആറ്റം, തന്മാത്ര എന്നീ വാക്കുകളെക്കുറിച്ചു ധാരണയായ സ്ഥിതിക്ക് ഇനി നമുക്ക് അറ്റോമിക മാസ് തന്മാത്രാ മാസ് എന്നിവയെക്കുറിച്ചു മനസ്സിലാക്കാം.

1.7.1 അറ്റോമിക മാസ് (Atomic Mass)

ആറ്റങ്ങൾ അതിസൂക്ഷ്മകണങ്ങൾ ആയതിനാൽ അറ്റോമികമാസ് അഥവാ ആറ്റത്തിന്റെ മാസ് വളരെ വളരെ ചെറുതായിരിക്കും. ആറ്റത്തിന്റെ മാസ് വളരെ കൃത്യമായി കണക്കാക്കുന്നതിൽ മാസ് സ്പെക്ട്രോസ്കോപ്പ് പോലുള്ള ആധുനിക ഉപകരണങ്ങൾ ഇന്ന് ലഭ്യമാണ്. എന്നാൽ മുൻപ് സൂചിപ്പിച്ചതുപോലെ പത്തൊൻപതാം നൂറ്റാണ്ടിൽ പരീക്ഷണങ്ങൾ വഴിയാണ് ശാസ്ത്രജ്ഞർ ഒരു ആറ്റത്തിന്റെ **ആപേക്ഷിക** മാസ് മറ്റൊന്നുമായി ബന്ധപ്പെടുത്തി കണ്ടുപിടിച്ചത്. ഏറ്റവും മാസ് കുറവായതിനാൽ ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിന്റെ (യൂണിറ്റുകൾ ഒന്നും ഇല്ലാതെ) മാസ് ഒന്ന് എന്ന് കണക്കാക്കി മറ്റുള്ള ആറ്റങ്ങൾക്കു ആപേക്ഷികമായി മാസ് നിർണയിക്കുകയാണ് ചെയ്തത്. എന്നാൽ നിലവിൽ 1961 ലെ തീരുമാനമനുസരിച്ച് കാർബൺ –12 നെ അടിസ്ഥാനമാക്കിയാണ് അറ്റോമികമാസ് നിർണ്ണയിക്കുന്നത്. ഇവിടെ കാർബൺ–12 എന്നത് കാർബണിന്റെ ഐസോടോപ്പുകളിൽ ഒന്നാണ്. ^{12}C എന്നാണ് ഇതിനെ സൂചിപ്പിക്കുന്നത്. ഈ സമ്പ്രദായത്തിൽ ^{12}C എന്ന ആറ്റത്തിന്റെ അറ്റോമികമാസ് 12 അറ്റോമിക മാസ് യൂണിറ്റ് (amu) എന്ന് കൃത്യമായി നിർണയിക്കുകയും മറ്റെല്ലാ ആറ്റങ്ങളുടെ മാസും ഇതിന് ആപേക്ഷികമായി പ്രസ്താവിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. ഒരു അറ്റോമിക മാസ് യൂണിറ്റ് എന്നതുകൊണ്ട് അർഥമാക്കുന്നത് ഒരു കാർബൺ 12 ആറ്റത്തിന്റെ 1/12 മാസ്സിനെയാണ്.

1 amu = 1.66056×10^{-24} g

ഒരു ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിന്റെ മാസ് = 1.6736×10^{-24} g

അതിനാൽ amu-ൽ ഒരു ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിന്റെ മാസ്

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

$$= 1.0078 \text{ amu}$$

$$= 1.0080 \text{ amu}$$

അതുപോലെ ഓക്സിജൻ- 16 (^{16}O) ആറ്റത്തിന്റെ മാസ് 15.995 amu ആയിരിക്കും.

ഇപ്പോൾ, '**amu**' വിന് പകരം '**u**' (**unified mass**) ആണ് ഉപയോഗിക്കുന്നത്.

മൂലകങ്ങളുടെ അറ്റോമിക മാസ്, ഗണിതക്രിയകളിൽ ഉപയോഗിക്കുമ്പോൾ യഥാർഥത്തിൽ നാം ഉപയോഗിക്കുന്നത് മൂലകങ്ങളുടെ ശരാശരി അറ്റോമിക മാസ് ആണ്. അവ എന്താണെന്ന് താഴെ വിശദീകരിക്കുന്നു.

1.7.2 ശരാശരി അറ്റോമിക മാസ് (Average Atomic Mass)

ഒന്നിലധികം ഐസോടോപ്പുകളുടെ രൂപത്തിലാണ് മിക്ക പ്രകൃതിദത്ത മൂലകങ്ങളും കാണപ്പെടുന്നത്. ശരാശരി അറ്റോമികമാസ് കണ്ടുപിടിക്കാൻ ഐസോടോപ്പുകളുടെ ആപേക്ഷിക ലഭ്യത (ലഭ്യതാ ശതമാനം) കണ്ടുപിടിച്ചാൽ മതി.

ഉദാഹരണമായി കാർബണിന്റെ മൂന്ന് ഐസോടോപ്പുകളുടെ ആപേക്ഷിക ലഭ്യതയും മാസും കാണിച്ചിരിക്കുന്നു.

ഐസോടോപ്പ്	ആപേക്ഷിക ലഭ്യത (%)	അറ്റോമിക മാസ് (amu)
^{12}C	98.892	12
^{13}C	1.108	13.00335
^{14}C	2×10^{-10}	14.00317

മുകളിൽ തന്നിരിക്കുന്ന വിവരങ്ങളുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ കാർബണിന്റെ ശരാശരി അറ്റോമികമാസ് താഴെപ്പറയുന്ന പ്രകാരം കണ്ടുപിടിക്കാം.

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

$$= 12.011 \text{ u}$$

ഇതുപോലെ തന്നെ മറ്റുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ ശരാശരി അറ്റോമികമാസ് കണ്ടുപിടിക്കാവുന്നതാണ്. ആവർത്തനപ്പട്ടികയിൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്ന മൂലകങ്ങളുടെ അറ്റോമികമാസ് യഥാർഥത്തിൽ അവയുടെ ശരാശരി അറ്റോമികമാസ് ആണ്.

1.7.3 തന്മാത്രാമാസ് (Molecular Mass)

ഒരു തന്മാത്രയിലെ ആറ്റങ്ങളുടെ അറ്റോമികമാസുകളുടെ ആകെ തുകയാണ് തന്മാത്രാമാസ്. ഇതു കണ്ടുപിടിക്കാൻ ഓരോ മൂലകത്തിന്റെയും അറ്റോമിക മാസിനെ അതിന്റെ ആറ്റങ്ങളുടെ എണ്ണം കൊണ്ട് ഗുണിച്ചതിനുശേഷം അവ കൂട്ടിയെഴുതിയാൽ മതി. ഉദാഹരണത്തിന് ഒരു കാർബൺ ആറ്റവും നാല് ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റവുമുള്ള മീഥെയ്ന്റെ തന്മാത്രാ മാസ് താഴെ കാണിച്ചിരിക്കുന്ന വിധം കണ്ടുപിടിക്കാം.

മീഥെയ്‌ന്റെ (CH_4) തന്മാത്രാ മാസ്

= (12.011 u) + 4 (1.008 u)

= 16.043 u

അതുപോലെ ജലത്തിന്റെ (H_2O) തന്മാത്രാ മാസ്

= 2 × ഹൈഡ്രജന്റെ അറ്റോമിക മാസ് + 1 × ഓക്സിജന്റെ അറ്റോമിക മാസ്

= 2 (1.008 u) + 16.00 u

= 18.02 u

ചോദ്യം 1.1

ഗ്ലൂക്കോസിന്റെ ($C_6H_{12}O_6$) തന്മാത്രാമാസ് കണ്ടുപിടിക്കുക.

ഉത്തരം

ഗ്ലൂക്കോസ് തന്മാത്രയുടെ തന്മാത്രാമാസ്

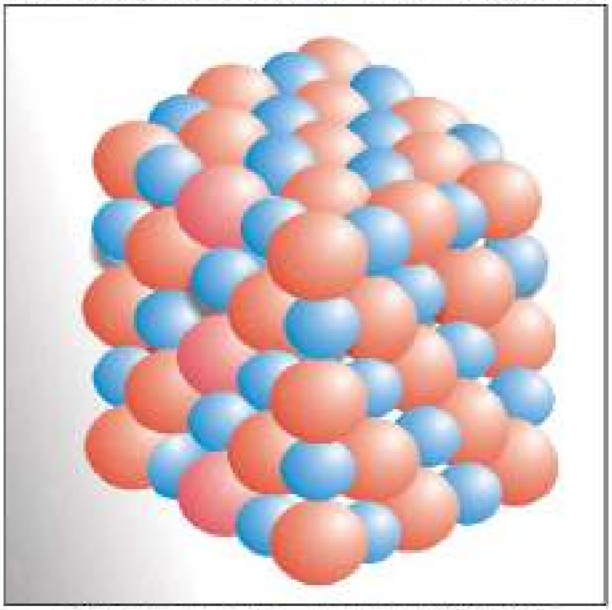
= 6(12.011 u) + 12(1.008 u) + 6(16.00 u)

= (72.066 u) + (12.096 u) + (96.00 u)

= 180.162 u

1.7.4 രാസസൂത്രമാസ് (Formula Mass)

സോഡിയം ക്ലോറൈഡ് പോലുള്ള പദാർഥങ്ങളിൽ വേറിട്ടുനിലകൊള്ളുന്ന തന്മാത്രകൾ അടങ്ങിയിട്ടില്ല. അത്തരത്തിലുള്ള പദാർഥങ്ങളിൽ പോസിറ്റീവ് (സോഡിയം) അയോണുകളും നെഗറ്റീവ് (ക്ലോറൈഡ്) അയോണുകളും ത്രിമാനതലത്തിൽ ക്രമീകരിച്ചിരിക്കുന്നു. (ചിത്രം 1.10)



ചിത്രം 1.10 സോഡിയം ക്ലോറൈഡിൽ Na^+, Cl^- എന്നീ അയോണുകളുടെ ക്രമീകരണം.

സോഡിയം ക്ലോറൈഡിൽ, ഒരു സോഡിയം അയോണിന് ചുറ്റും ആറ് ക്ലോറൈഡ് അയോണുകളും ഒരു ക്ലോറൈഡ് അയോണിന് ചുറ്റും ആറ് സോഡിയം അയോണുകളും കാണപ്പെടുന്നു. തന്മാത്രാരൂപത്തിൽ കാണപ്പെടാത്തതുകൊണ്ട് തന്മാത്രാമാസിനുപകരം സോഡിയം ക്ലോറൈഡ് പോലുള്ള പദാർഥങ്ങളുടെ NaCl എന്ന സൂത്രം ഉപയോഗിച്ചാണ് രാസസൂത്രമാസ് കണ്ടുപിടിക്കുന്നത്.

അതുകൊണ്ട്, സോഡിയം ക്ലോറൈഡിന്റെ രാസസൂത്ര മാസ് = സോഡിയത്തിന്റെ അറ്റോമിക മാസ് + ക്ലോറിന്റെ അറ്റോമിക മാസ്.

= 23.0 u + 35.5 u = 58.5 u

1.8 മോൾ സങ്കല്പനവും മോളാർ മാസും (Mole concept and Molar Masses)

ആറ്റങ്ങളും തന്മാത്രകളും തീരെ ചെറുതാണ്. ഏതൊരു പദാർഥത്തിന്റെയും വളരെ ചെറിയ അളവിൽ പോലും ഉള്ള കണികകളുടെ എണ്ണം വലുതാണ്. ഇത്തരത്തിലുള്ള വലിയ സംഖ്യകൾ കൈകാര്യം ചെയ്യുന്നതിന് സമാനവ്യാപ്തിയിലുള്ള യൂണിറ്റുകൾ ആവശ്യമാണ്.

ഒരു ഡസൻ 12 എണ്ണത്തെയും ഒരു സ്കോർ 20 എണ്ണത്തെയും ഒരു ഗ്രോസ്സ് 144 എണ്ണത്തെയും സൂചിപ്പിക്കുന്നതുപോലെ സൂക്ഷ്മതലത്തിലെ വസ്തുക്കളുടെ (അതായത് ആറ്റങ്ങൾ, തന്മാത്രകൾ, കണികകൾ, ഇലക്ട്രോണുകൾ, അയോണുകൾ തുടങ്ങിയവ) എണ്ണം കണക്കാക്കാൻ മോൾ എന്ന ആശയം ഉപയോഗിക്കുന്നു.

SI സമ്പ്രദായത്തിൽ ഏഴാമത്തെ അടിസ്ഥാന യൂണിറ്റായി പദാർഥങ്ങളുടെ അളവ് കണക്കാക്കാൻ മോൾ ഉപയോഗിക്കുന്നു.

12 g (അല്ലെങ്കിൽ 0,012kg) ^{12}C ഐസോടോപ്പിൽ അടങ്ങിയിരിക്കുന്ന ആറ്റങ്ങളുടെ എണ്ണത്തിന് തുല്യം കണികകൾ അടങ്ങിയ ഒരു പദാർഥത്തിന്റെ അളവിനെ അതിന്റെ ഒരു മോൾ എന്നു പറയുന്നു. പദാർഥം ഏതു തന്നെ ആയിരുന്നാലും ഒരു മോളിലെ കണികകളുടെ എണ്ണം തുല്യം ആയിരിക്കുന്നു എന്നത് പ്രത്യേകം ഊന്നിപ്പറയേണ്ട ഒരു കാര്യമാണ്. ഈ സംഖ്യ കൃത്യമായി കണ്ടുപിടിക്കാൻ **C-12** ആറ്റത്തിന്റെ മാസ് 1.992648×10^{-23} g എന്ന് **മാസ് സ്പെക്ട്രോമീറ്റർ** ഉപയോഗിച്ച് കണ്ടുപിടിച്ചു. ഒരു മോൾ കാർബണിന് **12 g** മാസ് ഉള്ളതിനാൽ ഇതിലെ ആറ്റങ്ങളുടെ എണ്ണം താഴെപ്പറയും പ്രകാരം കണ്ടുപിടിക്കാം.

ഒരു മോൾ കാർബൺ–12 ലെ ആറ്റങ്ങളുടെ എണ്ണം

$$= \frac{12\, g/mol\ ^{12}C}{1.992648 \times 10^{-23}\, g/^{12}C\, atom}$$

$$= 6.0221367 \times 10^{23}\ atoms/mol$$

ഒരു മോളിൽ ഉൾക്കൊണ്ടിരിക്കുന്ന കണികകളുടെ ഈ എണ്ണം വളരെ പ്രധാനപ്പെട്ട സംഖ്യ ആയതിനാൽ പ്രത്യേക പേരും ചിഹ്നവും നൽകിയിരിക്കുന്നു. അമെഡിയോ അവോഗാഡ്രോയുടെ ബഹുമാനാർഥം ഈ സംഖ്യ അറിയപ്പെടുന്നത് **അവോഗാഡ്രോ സംഖ്യ** എന്നും പ്രതീകം N_A എന്നുമാണ്. ഈ സംഖ്യയുടെ വലിപ്പം മനസിലാക്കാൻ ഘാതരൂപത്തിലല്ലാതെ ഇങ്ങനെ എഴുതാം.

602213670000000000000000

അതായത് ഇത്രയും കണികകൾ (ആറ്റങ്ങൾ, തന്മാത്രകൾ, ഇലക്ട്രോണുകൾ, മറ്റു കണികകൾ) ഒരു മോൾ പദാർഥത്തെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു.

ഒരു മോൾ ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങൾ എന്ന് പറയുന്നത് $= 6.022 \times 10^{23}$ ആറ്റങ്ങൾ ആണ്.

ഒരു മോൾ ജല തന്മാത്രകൾ എന്നത് 6.022×10^{23} തന്മാത്രകൾ ആണ്.

ചിത്രം 1.11 ഒരു മോൾ വിവിധ പദാർഥങ്ങൾ

ഒരു മോൾ സോഡിയം ക്ലോറൈഡ് എന്നത് 6.022×10^{23} ഫോർമുല യൂണിറ്റുകൾ ആണ്.

ഒരു മോളിനെ നിർവചിച്ച സ്ഥിതിക്ക് ഒരു മോൾ പദാർഥത്തിന്റെ മാസ് കണ്ടുപിടിക്കുക എന്നത് വളരെ എളുപ്പമാണ്. **ഒരു മോൾ പദാർഥത്തിന്റെ മാസ് ഗ്രാമിൽ പറയുന്നതിനെ അതിന്റെ മോളാർ മാസ് എന്ന് പറയുന്നു.** മോളാർ മാസ് ഗ്രാമിൽ സൂചിപ്പിക്കുന്ന സംഖ്യയും അറ്റോമിക/തന്മാത്രാ/ഫോർമുല മാസ് യൂണിഫൈഡ് മാസിൽ (u) സൂചിപ്പിക്കുന്ന സംഖ്യയും തുല്യമാണ്.

ജലത്തിന്റെ മോളാർ മാസ് $= 18.02\ g\ mol^{-1}$

സോഡിയം ക്ലോറൈഡിന്റെ മോളാർ മാസ് $= 58.5 g\ mol^{-1}$

1.9 സംയോജക ശതമാനം (Percentage Composition)

നാം ഇതുവരെ, തന്നിരിക്കുന്ന ഒരു വസ്തുവിലെ ഘടകകണങ്ങളുടെ എണ്ണത്തെപ്പറ്റി പ്രതിപാദിക്കുകയായിരുന്നു. പക്ഷേ, പലപ്പോഴും ഒരു സംയുക്തത്തിൽ അടങ്ങിയിരിക്കുന്ന മൂലകത്തിന്റെ സംയോജക ശതമാനം നമുക്കാവശ്യമായി വരും. ഒരു പുതിയ സംയുക്തം നിങ്ങൾക്ക് നൽകുന്നു എന്ന് കരുതുക. ഉടനെ നിങ്ങൾ ചോദിക്കുന്നത് അതിന്റെ രാസസൂത്രം എന്താണെന്നായിരിക്കും. അല്ലെങ്കിൽ, അതിൽ അടങ്ങിയിരിക്കുന്ന ഘടകങ്ങൾ എന്തൊക്കെ എന്നോ, അത് ഏത് അനുപാതത്തിൽ ആണെന്നോ ആയിരിക്കും. നമുക്കറിയാവുന്ന ഒരു സംയുക്തമാണെങ്കിൽപോലും മുകളിൽ ചോദിച്ച ചോദ്യങ്ങളുടെ ഉത്തരം അറിയുന്നത് ആ സംയുക്തത്തിന്റെ പരിശുദ്ധി പരിശോധിക്കാൻ നമ്മെ സഹായിക്കും. മറ്റൊരുതരത്തിൽ പറഞ്ഞാൽ, ഒരു സംയുക്തത്തിന്റെ പരിശുദ്ധി പരിശോധിക്കാൻ മൂലകങ്ങളുടെ സംയോഗ ശതമാനം നമ്മെ സഹായിക്കും.

ജലം (H_2O) ഒരു ഉദാഹരണമായി എടുത്തുകൊണ്ട് നമുക്കിത് മനസിലാക്കാം. ഇതിൽ അടങ്ങിയിരിക്കുന്നത് ഹൈഡ്രജനും ഓക്സിജനും ആണെന്ന് നമുക്കറിയാം. അവയുടെ സംയോജക ശതമാനം താഴെപ്പറയുന്ന രീതിയിൽ കണ്ടുപിടിക്കാം.

മൂലകത്തിന്റെ മാസ് ശതമാനം =

$$\frac{\text{ഒരു മോൾ സംയുക്തത്തിൽ ആ മൂലകത്തിന്റെ മാസ്} \times 100}{\text{സംയുക്തത്തിന്റെ മോളാർ മാസ്}}$$

ജലത്തിന്റെ മോളാർ മാസ് $= 18.02\ g$

ഹൈഡ്രജന്റെ മാസ് ശതമാനം $= \frac{2 \times 1.008}{18.016} \times 100$

$= 11.19$

ഓക്സിജന്റെ മാസ് ശതമാനം $= \frac{16.00}{18.016} \times 100$

$= 88.81$

ഒരുദാഹരണം കൂടി പരിശോധിക്കാം. എഥനോളിൽ അടങ്ങിയിരിക്കുന്ന കാർബൺ, ഹൈഡ്രജൻ, ഓക്സിജൻ എന്നിവയുടെ സംയോഗ ശതമാനം എത്രയെന്നു കണ്ടുപിടിക്കുക?

എഥനോളിന്റെ മോളാർ മാസ് : $(2 \times 12.01 + 6 \times 1.008 + 1 \times 16.00)\ g$

$= 46.068\ g$

കാർബണിന്റെ മാസ് ശതമാനം

$$= \frac{24.02\ g}{46.068\ g} \times 100 = 52.14\%$$

ഹൈഡ്രജന്റെ മാസ് ശതമാനം

$$= \frac{6.048\ g}{46.068\ g} \times 100 = 13.13\%$$

ഓക്സിജന്റെ മാസ് ശതമാനം

$$= \frac{16.00\ g}{46.068\ g} \times 100 = 34.73\%$$

മാസിന്റെ ശതമാനക്രിയ മനസ്സിലാക്കിയ സ്ഥിതിക്ക് ഇനി നമുക്ക് സംയോഗ ശതമാനത്തിൽ നിന്ന് എന്തൊക്കെ വിവരം ലഭിക്കുമെന്ന് നോക്കാം.

1.9.1 പ്രയോഗാധിഷ്ഠിത സൂത്രവാക്യവും തന്മാത്രാസൂത്രവാക്യവും (Empirical Formula and Molecular Formula)

ഒരു സംയുക്തത്തിന്റെ ഒരു തന്മാത്രയിൽ അടങ്ങിയിരിക്കുന്ന വിവിധ ആറ്റങ്ങളുടെ ലഘുപൂർണസംഖ്യാ അനുപാതത്തെയാണ് പ്രയോഗാധിഷ്ഠിത സൂത്രവാക്യം (empirical formula) സൂചിപ്പിക്കുന്നത്. ഒരു സംയുക്തത്തിന്റെ ഒരു തന്മാത്രയിലടങ്ങിയിരിക്കുന്ന വിവിധ ആറ്റങ്ങളുടെ യഥാർഥ എണ്ണത്തെ സൂചിപ്പിക്കുന്നതാണ് തന്മാത്രാസൂത്രവാക്യം.

ഒരു സംയുക്തത്തിലടങ്ങിയിരിക്കുന്ന വിവിധ മൂലകങ്ങളുടെ സംയോഗ ശതമാനം അറിയാമെങ്കിൽ അതിന്റെ പ്രയോഗാധിഷ്ഠിത സൂത്രവാക്യം കണ്ടുപിടിക്കാവുന്നതാണ്. സംയുക്തത്തിന്റെ മോളാർ മാസ് അറിയാമെങ്കിൽ അതിന്റെ തന്മാത്രാസൂത്രവാക്യം കണ്ടുപിടിക്കാം. താഴെത്തന്നിരിക്കുന്ന ഉദാഹരണത്തിൽ നിന്ന് ഇത് മനസ്സിലാക്കാം.

ചോദ്യം 1.2

ഒരു സംയുക്തത്തിൽ 4.07% ഹൈഡ്രജനും 24.27% കാർബണും 71.65% ക്ലോറിനും അടങ്ങിയിരിക്കുന്നു. അതിന്റെ മോളാർ മാസ് 98.96g ആണ്. ഈ സംയുക്തത്തിന്റെ പ്രയോഗാധിഷ്ഠിത സൂത്രവാക്യവും തന്മാത്രാസൂത്രവാക്യവും കണ്ടുപിടിക്കുക?

ഉത്തരം

ഘട്ടം 1. മാസ്ശതമാനത്തെ ഗ്രാമിലേക്ക് മാറ്റൽ.

മാസ് ശതമാനമുള്ള സ്ഥിതിക്ക് സംയുക്തത്തിന്റെ 100 g തുടക്കത്തിൽ എടുക്കുന്നത് ഉചിതമായിരിക്കും. അതായത് 100 g സംയുക്തത്തിൽ 4.07g ഹൈഡ്രജനും 24.27g കാർബണും 71.65g ക്ലോറിനും അടങ്ങിയിരിക്കും.

ഘട്ടം 2. മൂലകത്തിന്റെ മോൾ എണ്ണത്തിലേക്കുള്ള മാറ്റം

മുകളിൽ കിട്ടിയ വിവിധ മൂലകങ്ങളുടെ മാസിനെ അവയുടെ അറ്റോമികമാസ് കൊണ്ട് ഹരിക്കുക.

ഹൈഡ്രജന്റെ മോൾ $= \frac{4.07\ g}{1.008\ g} = 4.04$

കാർബണിന്റെ മോൾ $= \frac{24.27\ g}{12.01\ g} = 2.021$

ക്ലോറിന്റെ മോൾ $= \frac{71.65\ g}{35.453\ g} = 2.021$

ഘട്ടം 3. മുകളിൽ കിട്ടിയ മോൾ മൂല്യത്തെ അതിലെ ഏറ്റവും ചെറിയ സംഖ്യ കൊണ്ട് ഹരിക്കുക.

ഏറ്റവും ചെറിയ സംഖ്യ 2.021 ആയതിനാൽ ഹരിക്കുമ്പോൾ H:C:Cl ന് കിട്ടുന്ന അനുപാതം 2:1:1 ആയിരിക്കും. കിട്ടുന്ന അനുപാതം പൂർണസംഖ്യ അല്ല എന്നുണ്ടെങ്കിൽ ഉചിതമായ ഗുണകം കൊണ്ട് ഗുണിക്കുക.

ഘട്ടം 4. മൂലകങ്ങളുടെ പ്രതീകങ്ങൾ എഴുതിയതിന് ശേഷം അനുപാതസംഖ്യകൾ എഴുതി പ്രയോഗാധിഷ്ഠിത സൂത്രവാക്യം സൂചിപ്പിക്കാം.

മുകളിൽ തന്ന സംയുക്തത്തിന്റെ പ്രയോഗാധിഷ്ഠിത സൂത്രവാക്യം CH_2Cl ആയിരിക്കും.

ഘട്ടം 5. തന്മാത്രാസൂത്രം എഴുതൽ

(a) പ്രയോഗാധിഷ്ഠിത സൂത്രവാക്യമാസ് കണ്ടുപിടിക്കൽ

പ്രയോഗാധിഷ്ഠിത സൂത്രവാക്യത്തിൽ അടങ്ങിയിരിക്കുന്ന വിവിധ ആറ്റങ്ങളുടെ അറ്റോമിക മാസുകൾ കൂട്ടുക.

CH_2Cl ന്റെ പ്രയോഗാധിഷ്ഠിത സൂത്രവാക്യമാസ്

$12.01 + 2 \times 1.008 + 35.453$

$= 49.48\ g$

(b) മോളാർ മാസിനെ പ്രയോഗാധിഷ്ഠിത സൂത്രവാക്യമാസ് കൊണ്ട് ഹരിക്കുക.

$$\frac{\text{മോളാർ മാസ്}}{\text{പ്രയോഗാധിഷ്ഠിത സൂത്രവാക്യമാസ്}} = \frac{98.96g}{49.48g} = 2 = (n)$$

(c) മുകളിൽ കിട്ടിയ n കൊണ്ട് പ്രയോഗാധിഷ്ഠിത സൂത്രവാക്യത്തെ ഗുണിച്ചാൽ തന്മാത്രാസൂത്രവാക്യം ലഭിക്കും. പ്രയോഗാധിഷ്ഠിത സൂത്രവാക്യം= CH_2Cl, $n = 2$.

തന്മാത്രാസൂത്രവാക്യം $C_2H_4Cl_2$

1.10 രാസസമീകരണമിതിയും രാസസമീകരണമിതീയ ഗണിതക്രിയകളും (Stoichiometry and Stoichiometric Calculations)

സ്റ്റോയ്ക്കിയോമെട്രി എന്ന വാക്ക് ഉത്ഭവിച്ചത് സ്റ്റോക്കിയോൺ (Stoicheion)(മൂലകം എന്നർഥം), മെട്രോൺ (metron) (അളവ് എന്നർഥം) എന്നീ രണ്ട് ഗ്രീക്ക് പദങ്ങളിൽ നിന്നാണ്.

ഒരു രാസപ്രവർത്തനത്തിലെ അഭികാരകങ്ങളുടെയും

ഉത്പന്നങ്ങളുടെയും മാസുകളുടെയോ വ്യാപ്തങ്ങളുടെയോ കണക്കുകൂട്ടലുകളുമായി ബന്ധപ്പെട്ടതാണ് രാസസമീകരണമിതി. ഒരു രാസപ്രവർത്തനം നടത്തുവാനാവശ്യമായ അഭികാരകങ്ങളുടെ അളവ് അല്ലെങ്കിൽ നിർമിക്കപ്പെടുന്ന ഉത്പന്നങ്ങളുടെ അളവ് എന്നിവ കണ്ടുപിടിക്കുന്നതിനു മുൻപ് ഒരു സമീകൃത രാസ സമവാക്യത്തിൽ നിന്ന് എന്തൊക്കെ വിവരങ്ങൾ ലഭിക്കുന്നു എന്ന് നോക്കാം. മീഥെയ്ൻ വാതകത്തിന്റെ ജ്വലന പ്രവർത്തനത്തിന്റെ സമീകൃത രാസസമവാക്യം താഴെകൊടുത്തിരിക്കുന്നത് ശ്രദ്ധിക്കുക.

$$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$$

ഇവിടെ മീഥെയ്ൻ, ഡൈഓക്സിജൻ എന്നിവ അഭികാരകങ്ങളും കാർബൺ ഡൈഓക്സൈഡ്, ജലം എന്നിവ ഉത്പന്നങ്ങളും ആണ്. ഈ രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ എല്ലാ അഭികാരകങ്ങളും ഉത്പന്നങ്ങളും വാതകങ്ങൾ ആണ്. അവയുടെ തന്മാത്രാ സൂത്രത്തിന് ശേഷം ബ്രാക്കറ്റിൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്ന (g) ഇത് സൂചിപ്പിക്കുന്നു. അതുപോലെ ഖരം, ദ്രാവകം എന്നിവ സൂചിപ്പിക്കാൻ (s), (l) എന്നിവ യഥാക്രമം ഉപയോഗിക്കുന്നു.

ഡൈഓക്സിജന്റെയും ജലത്തിന്റെയും ഗുണകങ്ങൾ 2 ആണ്. ഇതിനെ രാസസമീകരണമിതി ഗുണകങ്ങൾ എന്ന് പറയുന്നു. അതുപോലെ മീഥെയ്ൻ, കാർബൺ ഡൈഓക്സൈഡ് എന്നിവയുടെ ഗുണകങ്ങൾ ഒന്നാണ്. ഗുണകങ്ങൾ പ്രതിനിധാനം ചെയ്യുന്നത് എത്ര തന്മാത്രകൾ (അല്ലെങ്കിൽ മോളുകൾ) രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ പങ്കെടുക്കുന്നു അല്ലെങ്കിൽ രൂപപ്പെടുന്നു എന്നതിനെയാണ്.

മുകളിൽ തന്നിരിക്കുന്ന രാസപ്രവർത്തനപ്രകാരം;

- ഒരു **മോൾ** മീഥെയ്ൻ രണ്ടു മോൾ ഡൈഓക്സിജനുമായി പ്രവർത്തിച്ച് ഒരു **മോൾ** കാർബൺ ഡൈഓക്സൈഡും രണ്ടു **മോൾ** ജലവും തരുന്നു.

  ഒരു മീഥെയ്ൻ **തന്മാത്ര** രണ്ടു ഡൈഓക്സിജൻ തന്മാത്രയുമായി പ്രവർത്തിച്ച് ഒരു കാർബൺ ഡൈഓക്സൈഡ് **തന്മാത്രയും** രണ്ടു ജലതന്മാത്രയും തരുന്നു.

22.7 ലിറ്റർ മീഥെയ്ൻ 45.4 ലിറ്റർ ഡൈഓക്സിജനുമായി പ്രവർത്തിച്ച് 22.7 ലിറ്റർ കാർബൺഡൈഓക്സൈഡ് വാതകവും 45.4 ലിറ്റർ ജലവും തരുന്നു.

- 16 g മീഥെയ്ൻ 2×32 g ഡൈഓക്സിജനുമായി പ്രവർത്തിച്ച് 44 g കാർബൺഡൈഓക്സൈഡ് വാതകവും 2×18 g ജലവും തരുന്നു.

മുകളിൽ തന്നിരിക്കുന്ന വിവരങ്ങളിൽ നിന്ന് താഴെ പറയുന്നതരത്തിലുള്ള ഒരു ബന്ധം നമുക്കുണ്ടാക്കാം.

മാസ്   മോളുകൾ   തന്മാത്രകളുടെ എണ്ണം

$$\frac{\text{മാസ്}}{\text{വ്യാപ്തം}} = \text{സാന്ദ്രത}$$

രാസസമവാക്യങ്ങളുടെ സമീകരണം

ദ്രവ്യസംരക്ഷണ നിയമമനുസരിച്ച് ഒരു സമീകൃത (balanced) രാസസമവാക്യത്തിൽ ഇരുവശത്തും ഓരോ മൂലകത്തിന്റെയും ഒരേ എണ്ണം ആറ്റങ്ങൾ അടങ്ങിയിരിക്കുന്നു. മിക്ക രാസസമവാക്യങ്ങളെയും പരിശോധനയിലൂടെയും പിഴവിലൂടെയും (Trial and Error) സമതുലിതമാക്കാം. ലോഹങ്ങളും അലോഹങ്ങളും ഓക്സിജനുമായി പ്രവർത്തിച്ചു ഓക്സൈഡുകൾ തരുന്ന ചില രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾ പരിശോധിക്കാം.

$4Fe(s) + 3O_2(g) \rightarrow 2Fe_2O_3(s)$	(s) സമീകൃതസമവാക്യം
$2Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2MgO(s)$	(b) സമീകൃതസമവാക്യം
$P_4(s) + O_2(g) \rightarrow P_4O_{10}(s)$	(c) അസമീകൃതസമവാക്യം

സമവാക്യങ്ങളുടെ ഓരോ വശത്തും ലോഹ/ഓക്സിജൻ ആറ്റങ്ങളുടെ എണ്ണം തുല്യം ആയതിനാൽ സമവാക്യങ്ങൾ (a), (b) എന്നിവ സമീകൃതമാണ്. എന്നാൽ സമവാക്യം (c) സമീകൃതം അല്ല. ഈ സമവാക്യത്തിൽ ഫോസ്ഫറസ് ആറ്റങ്ങൾ സമീകൃതമാണ്. പക്ഷേ ഓക്സിജൻ ആറ്റങ്ങൾ അങ്ങനെയല്ല. അതു സമീകൃതമാക്കുന്നതിന്, സമവാക്യത്തിന്റെ ഇടതുവശത്തുള്ള ഓക്സിജന് ഗുണകമായി 5 നൽകണം. തത്ഫലമായി വലതുഭാഗത്തെ ഓക്സിജൻ ആറ്റങ്ങൾ സമീകൃതമാകുന്നു.

$P_4(s) + 5O_2(g) \rightarrow P_4O_{10}(s)$ സമീകൃത സമവാക്യം

ഇനി നമുക്ക് പ്രൊപ്പെയ്നിന്റെ (C_3H_8) ജ്വലനം പരിശോധിക്കാം. ഈ സമവാക്യം ഘട്ടം ഘട്ടമായി സമീകരിക്കാം.

ഘട്ടം 1. അഭികാരകങ്ങളുടെയും ഉൽപന്നങ്ങളുടെയും ശരിയായ സൂത്രവാക്യങ്ങൾ എഴുതുക. ഇവിടെ പ്രൊപ്പെയ്നും ഓക്സിജനും അഭികാരകങ്ങളും കാർബൺ ഡൈഓക്സൈഡും വെള്ളവും ഉൽപന്നങ്ങളുമാണ്.

$C_3H_8(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(l)$ അസമീകൃതസമവാക്യം

ഘട്ടം 2. കാർബൺ ആറ്റങ്ങളുടെ എണ്ണം സമീകൃതമാക്കുക. അഭികാരകങ്ങളിൽ 3 കാർബൺ ആറ്റങ്ങളുള്ള സ്ഥിതിക്ക് വലതുഭാഗത്തു 3 കാർബൺഡൈഓക്സൈഡ് തന്മാത്രകൾ ആവശ്യമാണ്.

$C_3H_8(g) + O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) + H_2O(l)$

ഘട്ടം 3. ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങളുടെ എണ്ണം സമീകരിക്കുക. ഇടതുവശത്ത് 8 ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങൾ ഉണ്ട്. വലതുവശത്തു ഒരു ജലതന്മാത്രയിൽ രണ്ടു ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങൾ ഉണ്ട്. അതിനാൽ വലതുവശത്തു നാല് ജലതന്മാത്രകൾ ആവശ്യമായി വരും.

$$C_3H_8\ (g) + O_2\ (g) \rightarrow 3CO_2\ (g) + 4H_2O\ (l)$$

ഘട്ടം 4. ഓക്സിജൻ ആറ്റങ്ങളുടെ എണ്ണം സമീകരിക്കുക: വലതുഭാഗത്ത് പത്ത് ഓക്സിജൻ ആറ്റങ്ങൾ ഉണ്ട്. ($3 \times 2 = 6$, CO_2 ൽ $4 \times 1 = 4$ ജലത്തിൽ). അതിനാൽ പത്ത് ഓക്സിജൻ ആറ്റത്തിന് അഞ്ച് O_2 തന്മാത്രകൾ ആവശ്യമാണ്.

$$C_3H_8\ (g) + 5O_2\ (g) \rightarrow 3CO_2\ (g) + 4H_2O\ (l)$$

ഘട്ടം 5. അവസാന സമവാക്യത്തിൽ ഓരോ മൂലകവും സമീകൃതമാണ് എന്ന് ഉറപ്പ് വരുത്തുക. സമവാക്യത്തിൽ ഓരോ ഭാഗത്തും മൂന്ന് കാർബൺ ആറ്റങ്ങൾ, എട്ട് ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങൾ, പത്ത് ഓക്സിജൻ ആറ്റങ്ങൾ എന്നിവ കാണുന്നു. എല്ലാ സമവാക്യങ്ങളും അവയിൽ ശരിയായ അഭികാരകങ്ങളും ഉത്പന്നങ്ങളുമുണ്ടെങ്കിൽ സമീകരിക്കാം. അഭികാരകങ്ങളുടേയും ഉത്പന്നങ്ങളുടേയും സൂത്രവാക്യങ്ങളിൽ അടങ്ങിയിരിക്കുന്ന കീഴ്ക്കുറിപ്പുകൾ മാറ്റാൻ കഴിയില്ലെന്ന് ഓർക്കുക.

ചോദ്യം 1.3

16 g മീഥെയ്ൻ ജ്വലനം നടത്തിയാൽ ലഭിക്കുന്ന ജലത്തിന്റെ അളവ് ഗ്രാമിൽ കണ്ടുപിടിക്കുക?

ഉത്തരം

മീഥെയ്ൻ ജ്വലനത്തിന്റെ സമീകൃത രാസസമവാക്യം താഴെ കാണിച്ചിരിക്കുന്നു

$$CH_4\ (g) + 2O_2\ (g) \rightarrow CO_2\ (g) + 2H_2O\ (g)$$

(i) 16 g മീഥെയ്ൻ 1 മോളിനെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു.

(ii) മുകളിൽ തന്നിരിക്കുന്ന സമവാക്യപ്രകാരം ഒരു മോൾ മീഥെയ്ൻ രണ്ടു മോൾ ജലം തരുന്നു.

ജലത്തിന്റെ 2 മോൾ (H_2O) $= 2 \times (2+16)$
$= 2 \times 18 = 36$ g

ഒരു മോൾ $H_2O = 18\ g\ H_2O \Rightarrow \dfrac{18\ g\ H_2O}{1\ mol\ H_2O} = 1$

അതിനാൽ 2 മോൾ $H_2O \times \dfrac{18\ g\ H_2O}{1\ mol\ H_2O}$

$= 2 \times 18\ g\ H_2O = 36\ g\ H_2O$

ചോദ്യം 1.4

22 g കാർബൺ ഡൈഓക്സൈഡ് ലഭിക്കാൻ വേണ്ടി എത്ര മോൾ മീഥെയ്ൻ വാതകം ജ്വലനത്തിനു വിധേയമാക്കണം എന്ന് കണ്ടുപിടിക്കുക!

ഉത്തരം

രാസസമവാക്യം
$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$$
പ്രകാരം 16g മീഥെയ്നിൽ നിന്ന് 44 g കാർബൺ ഡൈഓക്സൈഡ് ലഭിക്കുന്നു.

(എന്തുകൊണ്ടെന്നാൽ ഒരു മോൾ മീഥെയ്നിൽ നിന്ന് ഒരു മോൾ $CO_{2(g)}$ ലഭിക്കുന്നു.)

$CO_{2(g)}$-വിന്റെ മോൾ $= 22\ g\ CO_2\ (g) \times \dfrac{1\ mol\ CO_2\ (g)}{44\ g\ CO_2\ (g)}$

$= 0.5\ mol\ CO_2\ (g)$

അതുകൊണ്ട് 0.5 മോൾ മീഥെയ്നിൽ നിന്ന് 0.5 മോൾ കാർബൺ ഡൈഓക്സൈഡ് കിട്ടുന്നു. അല്ലെങ്കിൽ 22 g കാർബൺ ഡൈഓക്സൈഡ് നിർമിക്കുവാൻ 0.5 മോൾ മീഥെയ്ൻ ആവശ്യമാണ്.

1.10.1 സീമാന്ത അഭികാരകം (Limiting Reagent)

പലപ്പോഴും സമീകൃത സമവാക്യം പ്രകാരമുള്ള അളവിൽ അഭികാരകങ്ങൾ ഇല്ലെങ്കിലും രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾ നടക്കുന്നുണ്ട്. അത്തരം അവസരങ്ങളിൽ ഒരു അഭികാരകം മറ്റുള്ളവയെ അപേക്ഷിച്ച് കൂടുതൽ ആയിരിക്കാം. കുറഞ്ഞ അളവിൽ അടങ്ങിയിരിക്കുന്ന അഭികാരകം ആദ്യം തീർന്നു പോവുകയും രാസപ്രവർത്തനം നിലയ്ക്കുകയും ചെയ്യും. തുടർന്ന്, മറ്റുള്ള അഭികാരകങ്ങൾ എത്ര കൂടുതൽ അവശേഷിച്ചാലും രാസപ്രവർത്തനം നടക്കുകയില്ല. അതിനാൽ, ആദ്യം തീർന്നുപോകുന്ന അഭികാരകം ഉണ്ടാകുന്ന ഉല്പന്നത്തിന്റെ അളവിനെ നിയന്ത്രിക്കുന്നു. ആ അഭികാരകത്തെ **സീമാന്ത അഭികാരകം** അഥവാ **നിയന്ത്രിത അഭികാരകം** എന്ന് വിളിക്കുന്നു.

രാസസമീകരണമിതി ഗണിതക്രിയകൾ ചെയ്യുമ്പോൾ ഈ പറഞ്ഞ കാര്യം മനസിൽ സൂക്ഷിക്കേണ്ടതാണ്.

ചോദ്യം 1.5

50.0 kg $N_{2(g)}$, 10.0kg $H_{2(g)}$ എന്നിവ ചേർന്നുണ്ടാകുന്ന $NH_{3(g)}$ യുടെ അളവ് കണക്കാക്കുക? ഈ സാഹചര്യത്തിൽ പ്രസ്തുത രാസപ്രവർത്തനത്തിലെ നിയന്ത്രിതാഭികാരകം ഏതെന്ന് കണ്ടുപിടിക്കുക?

ഉത്തരം

മുകളിൽ പറഞ്ഞിരിക്കുന്ന രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ

സമീകൃത സമവാക്യം താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$$

N_2 ന്റെ മോൾ

$$= 50.0\ kg\ N_2 \times \frac{1000\ g\ N_2}{1\ kg\ N_2} \times \frac{1\ mol\ N_2}{28.0\ g\ N_2}$$

$= 1.786 \times 10^2$ mol

H_2 ന്റെ മോൾ

$$= 10.00\ kg\ H_2 \times \frac{1000\ g\ H_2}{1\ kg\ H_2} \times \frac{1\ mol\ H_2}{2.016\ g\ H_2}$$

$= 4.96 \times 10^3$ mol

മുകളിൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന സമവാക്യം അനുസരിച്ച് 1 മോൾ N_2 ന് 3 മോൾ H_2 ആവശ്യമാണ്. അങ്ങനെയെങ്കിൽ 17.86×10^2 മോൾ N_2 ന് ആവശ്യമായ H_2 മോൾ

$$17.86 \times 10^2\ mol\ N_2 \times \frac{3\ mol\ H_2(g)}{1\ mol\ N_2(g)}$$

$= 5.36 \times 10^3$ mol H_2

പക്ഷേ ഇവിടെ 4.96×10^3 മോൾ H_2 മാത്രമേയുള്ളൂ. അതിനാൽ H_2 ആണ് ഇവിടുത്തെ സീമാന്ത അഭികാരകം. അതുകൊണ്ട് 4.96×10^3 മോൾ H_2 ന് ആനുപാതികമായ അമോണിയ മാത്രമേ നിർമിക്കപ്പെടൂ.

3 മോൾ H_2 2 മോൾ NH_3 തരുന്നതിനാൽ

4.96×10^3 മോൾ H_2 തരുന്ന NH_3 =

$$4.96 \times 10^3\ mol\ H_2(g) \times \frac{2\ mol\ NH_3(g)}{3\ mol\ H_2(g)}$$

$= 3.30 \times 10^3$ mol NH_3 (g)

3.30×10^3 mol NH_3 (g) ലഭിക്കുന്നു.

ലഭിച്ചിരിക്കുന്ന ഉത്തരത്തെ ഗ്രാമിലേക്ക് മാറ്റാം.

1 mol NH_3 (g) = 17.0 g NH_3 (g)

$$3.30 \times 10^3\ mol\ NH_3(g) \times \frac{17.0\ g\ NH_3(g)}{1\ mol\ NH_3(g)}$$

$= 3.30 \times 10^3 \times 17$ g NH_3 (g)

$= 56.1 \times 10^3$ g NH_3

$= 56.1$ kg NH_3

1.10.2 ലായനിയിലെ രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾ (Reactions in Solutions)

പരീക്ഷണശാലയിലെ ഭൂരിഭാഗം രാസപ്രവർത്തനങ്ങളും ലായനിയിലാണ് (Solution) നടക്കുന്നത്. അതിനാൽ ഒരു വസ്തു ലായനിയിൽ ആയിരിക്കുമ്പോൾ അതിന്റെ അളവ് പ്രസ്താവിക്കുന്ന രീതി മനസ്സിലാക്കേണ്ടതുണ്ട്. ഒരു ലായനിയുടെ ഗാഢത അല്ലെങ്കിൽ തന്നിരിക്കുന്ന വ്യാപ്തത്തിൽ അടങ്ങിയിരിക്കുന്ന പദാർഥത്തിന്റെ അളവ് താഴെ തന്നിരിക്കുന്ന രീതികളിൽ പ്രകടിപ്പിക്കാം.

1. മാസിന്റെ ശതമാനം അല്ലെങ്കിൽ ഭാരത്തിന്റെ ശതമാനം (w/w %) (Mass percentage or weight percentage)
2. മോൾ ഭിന്നം (Mole fraction)
3. മൊളാരിറ്റി (Molarity)
4. മൊളാലിറ്റി (Molality)

ഓരോന്നും വിശദമായി പഠിക്കാം

1. മാസ്ശതമാനം (Mass percentage)

താഴെത്തന്നിരിക്കുന്ന ബന്ധം വഴി മാസ്ശതമാനം കണ്ടുപിടിക്കാം

$$\text{മാസ് ശതമാനം} = \frac{\text{ലീനത്തിന്റെ മാസ്}}{\text{ലായനിയുടെ മാസ്}} \times 100$$

ചോദ്യം 1.6

2g മാസുള്ള A എന്ന പദാർഥം 18g ജലവുമായി ചേർത്തുണ്ടാക്കിയ ലായനിയിലെ ലീനത്തിന്റെ മാസ് ശതമാനം കണ്ടുപിടിക്കുക.

ഉത്തരം

$$\text{A യുടെ മാസ് ശതമാനം} = \frac{\text{A യുടെ മാസ്}}{\text{ലായനിയുടെ മാസ്}} \times 100$$

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

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

$= 10$ %

2. മോൾ ഭിന്നം (Mole Fraction)

ഒരു ലായനിയിലെ ഒരു പ്രത്യേക ഘടകത്തിന്റെ മോളുകളുടെ എണ്ണവും അതിലെ ആകെ ഘടകങ്ങളുടെ മോളുകളുടെ എണ്ണവും തമ്മിലുള്ള അനുപാതത്തെ മോൾ ഭിന്നം എന്ന് പറയുന്നു. 'A' എന്ന പദാർഥം 'B' എന്ന മറ്റൊരു വസ്തുവിൽ ലയിക്കുകയും n_A, n_B എന്നിവ യഥാക്രമം അവയുടെ മോളുകളുടെ എണ്ണവും ആണെങ്കിൽ A യുടെയും B യുടെയും മോൾ ഭിന്നം

താഴെ കാണിച്ചിരിക്കുന്നു.

A യുടെ മോൾ ഭിന്നം =

$$\frac{\text{A യുടെ മോളുകളുടെ എണ്ണം}}{\text{ലായനിയിലെ ആകെ മോളുകളുടെ എണ്ണം}}$$

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

B യുടെ മോൾ ഭിന്നം =

$$\frac{\text{B യുടെ മോളുകളുടെ എണ്ണം}}{\text{ലായനിയിലെ ആകെ മോളുകളുടെ എണ്ണം}}$$

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

3. മൊളാരിറ്റി (Molarity)

ഏറ്റവും വ്യാപകമായി ഉപയോഗിക്കുന്ന യൂണിറ്റാണ് മൊളാരിറ്റി. M എന്ന അക്ഷരമുപയോഗിച്ച് ഇത് സൂചിപ്പിക്കുന്നു. മൊളാരിറ്റി എന്നത് ഒരു ലിറ്റർ ലായനിയിൽ എത്ര മോൾ ലീനം ഉണ്ട് എന്നതിനെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു. അതായത്;

$$\text{മൊളാരിറ്റി (M)} = \frac{\text{ലീനത്തിന്റെ മോളുകളുടെ എണ്ണം}}{\text{ലായനിയുടെ വ്യാപ്തം ലിറ്ററിൽ}}$$

NaOH ന്റെ 1 M ലായനി ഉണ്ടെന്ന് കരുതുക. നമുക്കതിൽ നിന്ന് 0.2 M ലായനി തയ്യാറാക്കണമെന്നിരിക്കട്ടെ.

1 M NaOH എന്ന് പറയുന്നത് 1 മോൾ NaOH ഒരു ലിറ്റർ ലായനിയിൽ ലയിപ്പിച്ചതാണ്. 0.2 M ലായനിക്ക് 0.2 മോൾ NaOH ഒരു ലിറ്റർ ലായനിയിൽ ലയിപ്പിക്കേണ്ടതുണ്ട്.

അതിനാൽ നമുക്ക് 0.2 മോൾ NaOH എടുത്ത് ഒരു ലിറ്റർ ലായനിയാക്കി മാറ്റേണ്ടതുണ്ട്.

ഇനി 1M NaOH ലായനിയുടെ എത്ര വ്യാപ്തം എടുത്താലാണ് 0.2 മോൾ NaOH കിട്ടുന്നത് എന്ന് എങ്ങനെ കണ്ടുപിടിക്കാം എന്ന് നോക്കാം.

1 മോൾ 1 L അല്ലെങ്കിൽ 1000 mL ൽ അടങ്ങിയിരിക്കുന്നു എങ്കിൽ

0.2 മോൾ അടങ്ങിയിരിക്കുന്നത് =

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

$$= 200 \text{ mL}$$

അതായതു 1M NaOH ൽ നിന്ന് 200 mL എടുത്ത് ആവശ്യത്തിന് ജലം ചേർത്ത് നേർപ്പിച്ച് ഒരു ലിറ്റർ ആക്കി മാറ്റുക.

യഥാർഥത്തിൽ ഇത്തരം കണക്കുകൂട്ടലുകൾക്ക് താഴെ കാണിച്ചിരിക്കുന്നതുപോലെ ഒരു പൊതുസമവാക്യം ഉപയോഗിക്കാവുന്നതാണ്.

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

ഇവിടെ M, V എന്നത് മൊളാരിറ്റിയും വ്യാപ്തവും ആണ്.

ഇവിടെ M_1 0.2; V_1 = 1000 mL, M_2 = 1.0; V_2 ആണ് കണ്ടുപിടിക്കേണ്ടത്.

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

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

200 mL NaOH ലായനിയിൽ 0.2 മോൾ NaOH അടങ്ങിയിരിക്കുന്നു. ഇവിടെ പ്രത്യേകം ശ്രദ്ധിക്കേണ്ടത് 1000 mL ലായനിയായി ഇത് നേർപ്പിച്ചപ്പോഴും NaOH ന്റെ അളവിന് മാറ്റം വന്നിട്ടില്ല എന്നുള്ളതാണ്. കാരണം ലായകത്തിന്റെ അളവാണ് മാറ്റിയത്, ലീനം അതു പോലെ നിലനിൽക്കുന്നു. പക്ഷെ ഗാഢത എന്താണെന്ന് ശ്രദ്ധിക്കേണ്ടതാണ്.

ചോദ്യം 1.7

4g NaOH ജലത്തിൽ ലയിപ്പിച്ച് 250mL ലായനിയാക്കി മാറ്റുമ്പോൾ ലഭിക്കുന്ന ലായനിയുടെ മൊളാരിറ്റി കണ്ടുപിടിക്കുക?

ഉത്തരം

മൊളാരിറ്റി (M)

$$= \frac{\text{ലീനത്തിന്റെ മോളുകളുടെ എണ്ണം}}{\text{ലായനിയുടെ വ്യാപ്തം ലിറ്ററിൽ}}$$

$$= \frac{\text{NaOH ന്റെ മാസ്/ NaOH ന്റെ മോളാർ മാസ്}}{0.250 \text{ L}}$$

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

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

$$= 0.4 \text{ M}$$

പ്രത്യേകം അറിഞ്ഞിരിക്കേണ്ടത് ഒരു ലായനിയുടെ മൊളാരിറ്റി താപനിലയുമായി ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു എന്നുള്ളതാണ്. കാരണം വ്യാപ്തം താപനിലയുമായി ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു.

4. മൊളാലിറ്റി (Molality)

ഒരു കിലോഗ്രാം ലായകത്തിൽ അടങ്ങിയിരിക്കുന്ന ലീനത്തിന്റെ മോളുകളുടെ എണ്ണത്തെ മൊളാലിറ്റി എന്ന് പറയുന്നു. m എന്ന അക്ഷരം ഉപയോഗിച്ച് ഇതിനെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു.

$$\text{മൊളാലിറ്റി (m)} = \frac{\text{ലീനത്തിന്റെ മോളുകളുടെ എണ്ണം}}{\text{ലായകത്തിന്റെ മാസ് കിലോഗ്രാമിൽ}}$$

ചോദ്യം 1.8

3 M NaCl ലായനിയുടെ സാന്ദ്രത 1.25 g mL^{-1} ആണ് എങ്കിൽ ലായനിയുടെ മൊളാലിറ്റി കണ്ടുപിടിക്കുക.

ഉത്തരം

$M = 3 \text{ mol } L^{-1}$

ഒരു ലിറ്റർ ലായനിയിലെ NaCl ന്റെ മാസ്

$= 3 \times 58.5 = 175.5$ g

ഒരു ലിറ്റർ ലായനിയുടെ മാസ്

1L solution $= 1000 \times 1.25 = 1250$ g

(എന്തെന്നാൽ സാന്ദ്രത $= 1.25 \text{ g mL}^{-1}$)

ലായനിയിലെ ജലത്തിന്റെ മാസ് $= 1250 - 175.5$

$= 1074.5$ g

$$\text{മൊളാലിറ്റി (m)} = \frac{\text{ലീനത്തിന്റെ മോളുകളുടെ എണ്ണം}}{\text{ലായകത്തിന്റെ മാസ് കിലോഗ്രാമിൽ}}$$

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

$= 2.79$ m

മിക്കപ്പോഴും രസതന്ത്രപരീക്ഷണശാലയിൽ ഉയർന്ന ഗാഢതയുള്ള ലായനിയിൽ നിന്ന് നമുക്കാവശ്യമുള്ള ഗാഢതയുള്ള ലായനി തയാറാക്കുന്നു. ഉയർന്ന ഗാഢതയുള്ള ലായനിയെ ശേഖരിതലായനി (stock solution) എന്ന് പറയുന്നു. താപനില മാറുന്നതിനനുസരിച്ചു മാസ് മാറുന്നില്ല അതുകൊണ്ട് താപനില മാറുന്നതിനനുസരിച്ച് മൊളാലിറ്റി മാറുന്നില്ല എന്ന കാര്യം പ്രത്യേകം ശ്രദ്ധിക്കണം.

സംഗ്രഹം

നാം ഇന്ന് മനസ്സിലാക്കുന്ന രസതന്ത്രം അത്ര പുരാതനമായ ഒരു വൈജ്ഞാനിക ശാഖയല്ല. പുരാതന ഇന്ത്യക്കാർക്ക് പല ശാസ്ത്ര പ്രതിഭാസങ്ങളെയും സംബന്ധിച്ച് അറിവുണ്ടായിരുന്നു. ജീവിതത്തിന്റെ വിവിധ തുറകളിൽ അവർ ആ അറിവ് പ്രയോഗിച്ചിട്ടുണ്ട്.

രസതന്ത്രപഠനം വളരെ പ്രധാനപ്പെട്ടതാണ് എന്ന് പറയാൻ കാരണം ജീവിതത്തിന്റെ സർവമേഖലകളെയും അതുൾക്കൊള്ളുന്നു എന്നതാണ്. രസതന്ത്രജ്ഞർ പദാർഥങ്ങളുടെ ഗുണങ്ങളും ഘടനയും അവയ്ക്കുണ്ടാകുന്ന മാറ്റങ്ങളും പഠിക്കുന്നു. എല്ലാ പദാർഥങ്ങളിലും ദ്രവ്യം അടങ്ങിയിരിക്കുന്നു, അവയ്ക്ക് ഖരം, ദ്രാവകം, വാതകം എന്നീ അവസ്ഥകളിൽ നിലനിൽക്കാൻ കഴിയും. ദ്രവ്യത്തിന്റെ ഈ അവസ്ഥകളിൽ അവയുടെ അടിസ്ഥാന കണങ്ങൾ വ്യത്യസ്തരീതിയിൽ ചേർന്നിരിക്കുകയും സവിശേഷഗുണങ്ങൾ പ്രകടിപ്പിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. ദ്രവ്യത്തെ മൂലകങ്ങൾ, സംയുക്തങ്ങൾ, മിശ്രിതങ്ങൾ എന്നിങ്ങനെ വർഗീകരിക്കാം. ഒരു മൂലകത്തിൽ ഒരു തരത്തിലുള്ള കണങ്ങൾ മാത്രം അടങ്ങിയിരിക്കുന്നു, അത് **ആറ്റങ്ങളോ തന്മാത്രകളോ** ആകാം. സംയുക്തങ്ങൾ ഉണ്ടാകുന്നത് രണ്ടോ അതിലധികമോ മൂലകങ്ങളുടെ ആറ്റങ്ങൾ ഒരു നിശ്ചിതാനുപാതത്തിൽ പരസ്പരം കൂടിച്ചേർന്നിട്ടാണ്. നമുക്ക് ചുറ്റും കാണപ്പെടുന്ന പദാർഥങ്ങൾ മിക്കവയും മിശ്രിതങ്ങൾ ആണ്.

പദാർഥങ്ങളുടെ ഗുണങ്ങൾ പ്രതിപാദിക്കുമ്പോൾ അളവ് എന്നത് അവശ്യം വേണ്ടുന്നതാണ്. ഗുണങ്ങളെ അളക്കുമ്പോൾ നമുക്ക് അളവിന്റെ ഒരു സമ്പ്രദായം ആവശ്യമായി വരികയും അതോടൊപ്പം ആ അളവ് ആവിഷ്കരിക്കാൻ ഒരു യൂണിറ്റ് വേണ്ടിവരികയും ചെയ്യുന്നു. ധാരാളം അളവുസമ്പ്രദായങ്ങൾ നിലവിലുണ്ടെങ്കിലും ഇംഗ്ലീഷ് സമ്പ്രദായവും മെട്രിക്സമ്പ്രദായവും ആണ് വ്യാപകമായി ഉപയോഗിക്കുന്നത്. ശാസ്ത്രസമൂഹം പക്ഷേ , ഒരു പൊതുഏകീകൃതസമ്പ്രദായം ലോകത്താകമാനം അംഗീകരിച്ചിരിക്കുന്നു. ചുരുക്കി അതിനെ SI യൂണിറ്റുകൾ (International System of Units)എന്ന് വിളിക്കുന്നു.

അളക്കൽ എന്നത് ദത്തത്തിന്റെ രേഖപ്പെടുത്തൽ ആണ്. ഇതിലെപ്പോഴും ഒരു അനിശ്ചിതത്വം അടങ്ങിയിരിക്കുന്നു. അളക്കുമ്പോൾ കിട്ടുന്ന ദത്തങ്ങളുടെ ശരിയായ കൈകാര്യം ചെയ്യൽ പ്രധാനപ്പെട്ടതാണ്. രസതന്ത്രത്തിൽ പരിമാണങ്ങളുടെ അളക്കൽ 10^{-31} മുതൽ 10^{23} വരെ വളരെ വിസ്തൃതമായ അളവിൽ വ്യാപിച്ചുകിടക്കുന്നു. അതിനാൽ അക്കങ്ങളുടെ പ്രതിനിധാനത്തിനു **ശാസ്ത്രീയചിഹ്നങ്ങൾ** ഉപയോഗിക്കുന്നു. അനിശ്ചിതത്വം കണക്കാക്കുന്നത് നിരീക്ഷണങ്ങളിലെ **സാർഥകഅക്കങ്ങൾ** വ്യക്തമാക്കിയിട്ടാണ്. **പരിമാണവിശകലനം**, അളന്ന പരിമാണങ്ങളെ വ്യത്യസ്ത സമ്പ്രദായങ്ങളിലെ യൂണിറ്റുകളിൽ പ്രതിനിധാനം ചെയ്യാൻ സഹായിക്കുന്നു. അതിനാൽ ഒരു സമ്പ്രദായത്തിലെ യൂണിറ്റുകളെ മറ്റൊരു സമ്പ്രദായത്തിലെ യൂണിറ്റുകളാക്കി മാറ്റാൻ സാധ്യമാണ്.

വ്യത്യസ്ത ആറ്റങ്ങളുടെ കൂടിച്ചേരലുകൾ രാസസംയോജനത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനനിയമങ്ങൾക്ക് വിധേയമാണ്. **ദ്രവ്യസംരക്ഷണനിയമം, സ്ഥിരാനുപാതനിയമം, ബഹുലാനുപാതനിയമം, ഗേ ലൂസ്സാക്കിന്റെ വാതക വ്യാപ്തനിയമം, അവോഗാഡ്രോ നിയമം എന്നിവയാണ് ഇവ. എല്ലാ നിയമങ്ങളും നയിച്ചത് ഡാൾട്ടന്റെ അറ്റോമിക സിദ്ധാന്തത്തിലേക്കാണ്.** ഈ സിദ്ധാന്തം പറയുന്നത് ദ്രവ്യത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനനിർമാണ ഘടകങ്ങൾ ആറ്റങ്ങൾ ആണ് എന്നാണ്. ഒരു മൂലകത്തിന്റെ അറ്റോമികമാസ് പ്രസ്താവിക്കുന്നത് C-12 ഐസോടോപ്പിന് ആപേക്ഷികമായാണ്. അതിന്റെ യഥാർത്ഥ അറ്റോമികമാസ് 12 u ആണ്. ഒരു മൂലകത്തിനുപയോഗിക്കുന്ന അറ്റോമികമാസ് സാധാരണ **ശരാശരി അറ്റോമികമാസ്** ആയിരിക്കും. അത് ലഭിക്കുന്നത് ആ മൂലകത്തിന്റെ വ്യത്യസ്ത ഐസോടോപ്പുകളുടെ പ്രകൃതിദത്തമായ ലഭ്യതയിൽ നിന്നാണ്. ഒരു തന്മാത്രയുടെ തന്മാത്രാമാസ് എന്നത് അതിലെ ആറ്റങ്ങളുടെ അറ്റോമികമാസുകളുടെ ആകെ തുകയാണ്. ഒരു സംയുക്തത്തിലെ വ്യത്യസ്ത മൂലകങ്ങളുടെ മാസ് ശതമാനവും തന്മാത്രാമാസും അറിയാമെങ്കിൽ അതിന്റെ **തന്മാത്രാസൂത്രം** കണ്ടുപിടിക്കാവുന്നതാണ്.

ഒരു വ്യൂഹത്തിലെ ആറ്റങ്ങൾ, തന്മാത്രകൾ, മൗലികകണങ്ങൾ എന്നിവയുടെ എണ്ണം സൂചിപ്പിക്കാൻ **അവോഗാഡ്രോ സ്ഥിരസംഖ്യ** ഉപയോഗിക്കുന്നു (6.022×10^{23}). ഇത് ആ കണികകളുടെ **1 mol** എന്നറിയപ്പെടുന്നു.

രാസപ്രവർത്തനം സൂചിപ്പിക്കുന്നത് വ്യത്യസ്തമൂലകങ്ങൾക്കും സംയുക്തങ്ങൾക്കും ഉണ്ടാകുന്ന രാസമാറ്റമാണ്. ഒരു **സമീകൃതരാസസമവാക്യം** ധാരാളം വിവരങ്ങൾ തരുന്നു. ഗുണാങ്കങ്ങൾ ഒരു രാസപ്രവർത്തനത്തിലെ മോൾ അനുപാതത്തെയും അതിലെ കണങ്ങളുടെ എണ്ണത്തെയും സൂചിപ്പിക്കുന്നു. രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ ആവശ്യമായി വരുന്ന അഭികാരകങ്ങളുടെയും നിർമിക്കപ്പെടുന്ന ഉത്പന്നങ്ങളുടെയും പരിമാണാത്മകമായ പഠനമാണ് **രാസസമീകരണമിതി.** രാസസമീകരണമിതി ഗണിതക്രിയകൾ ഉപയോഗിച്ച് ഒരു പ്രത്യേക അളവ് ഉത്പന്നം നിർമിക്കാനാവശ്യമായ ഒന്നോ അതിലധികമോ അഭികാരകങ്ങളുടെ അളവ് കണ്ടുപിടിക്കാം. അതുപോലെ തിരിച്ചും. ഒരു നിശ്ചിത വ്യാപ്തം ലായനിയിൽ അടങ്ങിയിരിക്കുന്ന ലീനത്തിന്റെ അളവ് പലരീതിയിൽ പ്രസ്താവിക്കാം. ഉദാഹരണത്തിന് മാസ് ശതമാനം, മോൾഭിന്നം, മൊളാരിറ്റി, മൊളാലിറ്റി എന്നിവ.

പരിശീലനചോദ്യങ്ങൾ

1.1 താഴെത്തന്നിരിക്കുന്നവയുടെ മോളാർമാസ് കണ്ടുപിടിക്കുക.
(i) H_2O (ii) CO_2 (iii) CH_4

1.2 സോഡിയം സൾഫേറ്റിൽ (Na_2SO_4) അടങ്ങിയിരിക്കുന്ന വിവിധ മൂലകങ്ങളുടെ മാസ് ശതമാനം കണ്ടുപിടിക്കുക.

1.3 അയണിന്റെ ഒരു ഓക്സൈഡിൽ 69.9% അയണും 30.1% ഡൈഓക്സിജനും മാസ് അടിസ്ഥാനത്തിൽ അടങ്ങിയിരിക്കുന്നു എങ്കിൽ അതിന്റെ പ്രയോഗാധിഷ്ഠിത സൂത്രവാക്യം (empirical formula) കണ്ടുപിടിക്കുക.

1.4 താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്നവയിൽ ഉത്പാദിപ്പിക്കപ്പെടുന്ന കാർബൺ ഡൈഓക്സൈഡിന്റെ അളവ് കണ്ടുപിടിക്കുക.
(i) ഒരു മോൾ കാർബൺ വായുവിൽ കത്തിച്ചാൽ
(ii) ഒരു മോൾ കാർബൺ 16 g ഡൈഓക്സിജനിൽ കത്തിച്ചാൽ
(iii) രണ്ടു മോൾ കാർബൺ 16 g ഡൈഓക്സിജനിൽ കത്തിച്ചാൽ

1.5 സോഡിയം അസറ്റേറ്റിന്റെ (CH_3COONa) 500 mL 0.375 മോളാർ ജലീയലായനി ഉണ്ടാക്കാൻ ആവശ്യമായ സോഡിയം അസറ്റേറ്റിന്റെ മാസ് കണ്ടുപിടിക്കുക. സോഡിയം അസറ്റേറ്റിന്റെ മോളാർ മാസ് 82.0245 g mol^{-1}.

1.6 ഒരു നൈട്രിക് ആസിഡ് ലായനിയുടെ നൈട്രിക് ആസിഡ് മാസ് ശതമാനം 69 ഉം, സാന്ദ്രത 1.41 g mL^{-1} ഉം ആണെങ്കിൽ ആ ലായനിയുടെ ഗാഢത mol L^{-1} ൽ കണ്ടുപിടിക്കുക.

1.7 100 g കോപ്പർസൽഫേറ്റിൽ നിന്ന് ($CuSO_4$) എത്ര ഗ്രാം കോപ്പർ ലഭിക്കും?

1.8 ഒരു അയൺ ഓക്സൈഡിൽ 69.9% അയണും 30.1% ഓക്സിജനും (മാസ് %) ഉണ്ടെങ്കിൽ അതിന്റെ തന്മാത്രാസൂത്രവാക്യം കണ്ടുപിടിക്കുക.

1.9 ക്ലോറിന്റെ ശരാശരി അറ്റോമിക മാസ് താഴെത്തന്നിരിക്കുന്ന ദത്തത്തിൽ നിന്ന് കണ്ടുപിടിക്കുക.

	പ്രകൃതിദത്ത ലഭ്യത %	അറ്റോമികമാസ്
^{35}Cl	75.77	34.9689
^{37}Cl	24.23	36.9659

1.10 മൂന്ന് മോൾ ഈഥെയ്നിൽ (C_2H_6) താഴെ തന്നിരിക്കുന്നവ കണ്ടുപിടിക്കുക.

(i) കാർബൺ ആറ്റങ്ങളുടെ മോളുകളുടെ എണ്ണം.

(ii) ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങളുടെ മോളുകളുടെ എണ്ണം

(iii) ഈഥെയ്ൻ തന്മാത്രകളുടെ എണ്ണം

1.11 20g പഞ്ചസാര ($C_{12}H_{22}O_{11}$) ഉപയോഗിച്ച് 2L ലായനി ഉണ്ടാക്കുമ്പോൾ പ്രസ്തുത ലായനിയുടെ ഗാഢത $mol\ L^{-1}$ ൽ കണ്ടുപിടിക്കുക.

1.12 മെഥനോളിന്റെ സാന്ദ്രത $0.793\ kg\ L^{-1}$ ആണെങ്കിൽ 2.5 L, 0.25 M ലായനി നിർമിക്കാനാവശ്യമായ മെഥനോളിന്റെ വ്യാപ്തം കണ്ടുപിടിക്കുക?

1.13 മർദം കണ്ടുപിടിക്കുന്നത് യൂണിറ്റ് പ്രതലത്തിൽ അനുഭവപ്പെടുന്ന ബലമായിട്ടാണ്. മർദത്തിന്റെ SI യൂണിറ്റ് pascal താഴെ കാണിച്ചിരിക്കുന്നു.

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

കടൽനിരപ്പിലെ വായുവിന്റെ മാസ് $1034\ g\ cm^{-2}$ ആണെങ്കിൽ, പാസ്കൽ യൂണിറ്റിൽ മർദം കണ്ടുപിടിക്കുക.

1.14 മാസിന്റെ SI യൂണിറ്റ് എന്താണ്? എങ്ങനെ അതിനെ നിർവചിക്കാം?

1.15 താഴെ തന്നിരിക്കുന്നവ ചേരുംപടി ചേർക്കുക

	മുൻപ്രത്യയം	ഗുണിതം
(i)	micro	10^{6}
(ii)	deca	10^{9}
(iii)	mega	10^{-6}
(iv)	giga	10^{-15}
(v)	femto	10

1.16 സാർഥക അക്കങ്ങൾ എന്നതുകൊണ്ട് നിങ്ങൾ എന്താണർഥമാക്കുന്നത് ?

1.17 ഒരു കുടിവെള്ളസാമ്പിളിൽ കാൻസറിന് കാരണമായ ക്ലോറോഫോം $CHCl_3$ കലർന്നതായി കണ്ടിരിക്കുന്നു. മലിനീകരണത്തിന്റെ തോത് 15 ppm (മാസത്തിൽ).

(i) ഇതിനെ മാസ്ശതമാനത്തിൽ സൂചിപ്പിക്കുക.

(ii) ജലസാമ്പിളിലെ ക്ലോറോഫോമിന്റെ മൊളാലിറ്റി കണ്ടുപിടിക്കുക.

1.18 താഴെത്തന്നിരിക്കുന്നവ ശാസ്ത്രീയസമ്പ്രദായത്തിൽ പ്രസ്താവിക്കുക.

(i) 0.0048

(ii) 234,000

(iii) 8008

(iv) 500.0

(v) 6.0012

1.19 താഴെത്തന്നിരിക്കുന്നവയിൽ എത്ര സാർഥകഅക്കങ്ങൾ ഉണ്ട്?

(i)	0.0025	(iv)	126,000
(ii)	208	(v)	500.0
(iii)	5005	(vi)	2.0034

1.20 താഴെത്തന്നിരിക്കുന്നവ മൂന്ന് സാർഥകഅക്കങ്ങളിൽ ശരിയാക്കി എഴുതുക.

(i) 34.216

(ii) 10.4107

(iii) 0.04597

(iv) 2808

1.21 ഡൈനൈട്രജനും ഡൈഓക്സിജനും തമ്മിൽ താഴെ പറയുന്ന പ്രകാരം പ്രവർത്തിച്ചു വ്യത്യസ്ത സംയുക്തങ്ങൾ ഉണ്ടാകുന്നു.

	ഡൈ നൈട്രജന്റെ മാസ്	ഡൈ ഓക്സിജന്റെ മാസ്
(i)	14 g	16 g
(ii)	14 g	32 g
(iii)	28 g	32 g
(iv)	28 g	80 g

a) ഏതു രാസസംയോജകനിയമമാണ് ഇവിടെ പിന്തുടർന്നിരിക്കുന്നത്? അതിനെ നിർവചിക്കുക.

b) താഴെ തന്നിരിക്കുന്നത് ഉചിതമായി പൂരിപ്പിക്കുക.

(i) 1 km = ... mm = ... pm

(ii) 1 mg = ... kg = ... ng

(iii) 1 mL = ... L = ... dm^3

1.22 പ്രകാശത്തിന്റെ വേഗത $3.0 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$ ആണെങ്കിൽ 2.00 നാനോ സെക്കൻഡ് കൊണ്ട് പ്രകാശം സഞ്ചരിക്കുന്ന ദൂരം കണക്കാക്കുക.

1.23 $A + B_2 \rightarrow AB_2$ എന്ന രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ അഭികാരകങ്ങൾ താഴെപ്പറയുന്ന അളവിൽ എടുത്താൽ, അതിൽ നിയന്ത്രിത അഭികാരകങ്ങൾ ഏതെങ്കിലും ഉണ്ടെങ്കിൽ കണ്ടുപിടിക്കുക.

(i) A യുടെ 300 ആറ്റങ്ങൾ +B യുടെ 200 തന്മാത്രകൾ

(ii) 2 mol A + 3 mol B

(iii) A യുടെ 100 ആറ്റങ്ങൾ +B യുടെ 100 തന്മാത്രകൾ

(iv) 5 mol A + 2.5 mol B

(v) 2.5 mol A + 5 mol B

1.24 താഴെപ്പറയുന്ന രാസസമവാക്യം അനുസരിച്ച് ഡൈഹൈഡ്രജനും ഡൈനൈട്രജനും പ്രവർത്തിച്ച് അമോണിയ നിർമിക്കപ്പെടുന്നു.

$N_2 (g) + H_2 (g) \rightarrow 2NH_3 (g)$

(i) 2.00×10^3 g ഡൈനൈട്രജൻ 1.00×10^3 g ഡൈഹൈഡ്രജനുമായി പ്രവർത്തിച്ചു ഉല്പാദിപ്പിക്കപ്പെടുന്ന അമോണിയയുടെ മാസ് കണ്ടുപിടിക്കുക.

(ii) രണ്ടിലേതെങ്കിലും അഭികാരകം രാസപ്രവർത്തനത്തിനുശേഷം അവശേഷിക്കുമോ?

(iii) അങ്ങനെയുണ്ടെങ്കിൽ ഏത്? അതിന്റെ അവശേഷിക്കുന്ന മാസ് എത്ര?

1.25 0.50 mol Na_2CO_3 ഉം 0.50 M Na_2CO_3 ഉം തമ്മിൽ എങ്ങനെ വ്യത്യാസപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു?

1.26 10 വ്യാപ്തം ഡൈഹൈഡ്രജനും 5 വ്യാപ്തം ഡൈഓക്സിജനും പ്രതിപ്രവർത്തിച്ചാൽ എത്ര വ്യാപ്തം നീരാവി ഉണ്ടാകും?

1.27 താഴെത്തന്നിരിക്കുന്നവയെ അടിസ്ഥാനയൂണിറ്റിലേക്ക് മാറ്റുക.

(i) 28.7 pm

(ii) 15.15 pm

(iii) 25365 mg

1.28 താഴെത്തന്നിരിക്കുന്നവയിൽ ഏറ്റവും കൂടുതൽ ആറ്റങ്ങൾ ഉള്ളത് ഏതിൽ?

(i) 1 g Au (s)

(ii) 1 g Na (s)

(iii) 1 g Li (s)

(iv) 1 g of Cl_2(g)

1.29 എഥനോളിന്റെ മോൾ ഭിന്നം 0.040 ആണെങ്കിൽ എഥനോൾ ലായനിയുടെ മൊളാരിറ്റി കണ്ടുപിടിക്കുക.(ജലത്തിന്റെ സാന്ദ്രത ഒന്ന് എന്ന് സങ്കല്പിക്കുക.)

1.30 ഒരു ^{12}C ആറ്റത്തിന്റെ ഭാരം ഗ്രാമിൽ എത്രയാണ്?

1.31 താഴെത്തന്നിരിക്കുന്ന ഗണിതക്രിയകളുടെ ഉത്തരത്തിൽ എത്ര സാർഥകഅക്കങ്ങൾ ഉണ്ടായിരിക്കും?

(i) $\dfrac{0.02856 \times 298.15 \times 0.112}{0.5785}$ (ii) 5×5.364

(iii) $0.0125 + 0.7864 + 0.0215$

1.32 താഴെത്തന്നിരിക്കുന്ന പട്ടികയിലെ ദത്തങ്ങൾ ഉപയോഗിച്ച് പ്രകൃതിദത്തമായി ലഭിക്കുന്ന ആർഗണിന്റെ മോളാർ മാസ് കണ്ടുപിടിക്കുക.

ഐസോടോപ്പ്	ഐസോടോപിക് മോളാർ മാസ്	ലഭ്യത
^{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 താഴെ തന്നിരിക്കുന്ന ഓരോന്നിലും ഉള്ള ആറ്റങ്ങളുടെ എണ്ണം കണക്കാക്കുക.

(i) 52 moles of Ar (ii) 52 u of He (iii) 52 g of He

1.34 വെൽഡിംഗ് ഇന്ധനഗ്യാസിൽ കാർബൺ, ഹൈഡ്രജൻ എന്നിവ മാത്രമേ അടങ്ങിയിട്ടുള്ളൂ. ഓക്സിജനിൽ കത്തുന്ന ഒരു ചെറിയ സാമ്പിൾ 3.38 ഗ്രാം കാർബൺഡൈഓക്സൈഡ്, 0.690 ഗ്രാം വെള്ളം, എന്നീ ഉത്പന്നങ്ങൾ മാത്രം നൽകുന്നു.

ഈ വെൽഡിങ് ഗ്യാസിന്റെ 10.0 L (STP യിൽ അളന്നത്) 11.6 ഗ്രാം തൂക്കമുള്ളതായി കണ്ടെത്തിയിട്ടുണ്ട്. എങ്കിൽ;

(i) പ്രയോഗാധിഷ്ഠിതസൂത്രവാക്യം (ii) വാതകത്തിന്റെ മോളാർ മാസ്

(iii) തന്മാത്രാസൂത്രവാക്യം എന്നിവ കണ്ടുപിടിക്കുക.

1.35 താഴെത്തന്നിരിക്കുന്ന രാസസമവാക്യം അനുസരിച്ച് കാൽസ്യം കാർബണേറ്റ് HCl ലായനിയുമായി പ്രവർത്തിച്ചു $CaCl_2$ and CO_2 എന്നിവ ഉണ്ടാകുന്നു.

$CaCO_3 (s) + 2\,HCl (aq) \rightarrow CaCl_2 (aq) + CO_2 (g) + H_2O (l)$

25 mL 0.75 M HCl മായി പൂർണമായി പ്രവർത്തിക്കാൻ ആവശ്യമായ കാൽസ്യം കാർബണേറ്റിന്റെ മാസ് കണ്ടുപിടിക്കുക.

1.36 ചുവടെ തന്നിരിക്കുന്ന രാസപ്രവർത്തനം അനുസരിച്ചു മാംഗനീസ് ഡൈഓക്സൈഡ് (MnO_2) ഹൈഡ്രോക്ലോറിക് ആസിഡ് ലായനിയുമായി പ്രവർത്തിപ്പിച്ചാണ് ലബോറട്ടറിയിൽ ക്ലോറിൻ തയ്യാറാക്കുന്നത്.

$4\,HCl (aq) + MnO_2 (s) \rightarrow 2H_2O (l) + MnCl_2 (aq) + Cl_2 (g)$

5.0 g MnO_2 മായി എത്ര ഗ്രാം ഹൈഡ്രോക്ലോറിക് ആസിഡ് പ്രവർത്തിക്കും?

യൂണിറ്റ് - 2

ആറ്റം ഘടന

ലക്ഷ്യങ്ങൾ

ഈ യൂണിറ്റ് പഠിക്കുന്നതിലൂടെ

- ഇലക്ട്രോൺ, പ്രോട്ടോൺ, ന്യൂട്രോൺ തുടങ്ങിയവയുടെ കണ്ടുപിടിത്തത്തെക്കുറിച്ചും അവയുടെ സവിശേഷതകളെക്കുറിച്ചും അറിയാൻ കഴിയും.
- തോംസൺ, റൂഥർഫോർഡ്, ബോർ ആറ്റം മാതൃകകളെ വിവരിക്കാൻ കഴിയും.
- ആറ്റത്തിന്റെ ക്വാണ്ടം മെക്കാനിക്കൽ മാതൃകയുടെ പ്രധാന സവിശേഷതകൾ മനസ്സിലാക്കാൻ കഴിയും.
- വൈദ്യുതകാന്തിക വികിരണം, പ്ലാങ്കിന്റെ ക്വാണ്ടം സിദ്ധാന്തത്തിന്റെ സ്വഭാവം എന്നിവ മനസ്സിലാക്കാൻ കഴിയും.
- പ്രകാശ വൈദ്യുതപ്രഭാവം, അറ്റോമിക സ്പെക്ട്രത്തിന്റെ സവിശേഷതകൾ എന്നിവ വിശദീകരിക്കുവാൻ കഴിയും.
- ഡിബ്രോഗ്ലി തത്വം, ഹൈസൻബർഗ്ഗിന്റെ അനിശ്ചിതത്വസിദ്ധാന്തം എന്നിവ പ്രസ്താവിക്കാൻ കഴിയും.
- ക്വാണ്ടം സംഖ്യകളെ അടിസ്ഥാനമാക്കിയുള്ള അറ്റോമിക ഓർബിറ്റലുകളെ നിർവചിക്കാൻ കഴിയും.
- ആഫ്ബൗ തത്വം, പൗളി ഒഴിവാക്കൽ തത്വം, ഹുണ്ടിന്റെ അധികതമ ബഹുലതാനിയമം എന്നിവ പ്രസ്താവിക്കാൻ കഴിയും.
- ആറ്റങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോണികവിന്യാസം എഴുതുവാൻ കഴിയും.

"വിവിധ മൂലകങ്ങളുടെ രാസസ്വഭാവത്തിന്റെ സമ്പന്നവൈവിധ്യം ഈ മൂലകങ്ങളുടെ ആറ്റങ്ങളുടെ ആന്തരികഘടനയിലെ വ്യത്യാസങ്ങളുമായി ബന്ധപ്പെട്ടുത്താവുന്നതാണ്."

ആദിമ ഭാരതീയരുടെയും ഗ്രീക്ക്തത്വചിന്തകരുടെയും കാലംമുതൽ (400 ബി.സി.) മുതൽ തന്നെ ആറ്റങ്ങളുടെ അസ്തിത്വം സംബന്ധിച്ച വാദഗതികൾ ഉയർന്നിട്ടുണ്ട്. അവരുടെ അഭിപ്രായപ്രകാരം പദാർഥത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനപരമായ നിർമാണശിലകളാണ് ആറ്റങ്ങൾ. ദ്രവ്യത്തെ തുടർച്ചയായി വിഭജിച്ചു കൊണ്ടിരുന്നാൽ ആത്യന്തികമായി കിട്ടുന്നതും 'ആറ്റങ്ങ'ളാണ്; അവയെ പിന്നീട് വിഭജിക്കാനാകുന്നതല്ല. 'മുറിക്കാനാകാത്തത്' അല്ലെങ്കിൽ 'വിഭജിക്കാനാകാത്തത്' എന്നർഥമുള്ള 'a-tomio' എന്ന ഗ്രീക്ക് വാക്കിൽ നിന്നാണ് ആറ്റം (atom) എന്ന പദം രൂപംകൊണ്ടിട്ടുള്ളത്. ഇത്തരത്തിലുള്ള ആദ്യകാലാശയങ്ങൾ വെറും ഊഹങ്ങളായിരുന്നു, അവ പരീക്ഷിച്ചു നോക്കാൻ ഒരു മാർഗവുമുണ്ടായിരുന്നില്ല. ഈ ആശയങ്ങൾ വളരെക്കാലം സുപ്തമായി നിലകൊണ്ടു. എന്നാൽ പത്തൊൻപതാം നൂറ്റാണ്ടിൽ ശാസ്ത്രജ്ഞർ ഇവയെ പുനരുജ്ജീവിപ്പിച്ചു.

ദ്രവ്യത്തിന്റെ അറ്റോമികസിദ്ധാന്തം തികച്ചും ശാസ്ത്രീയമായി 1808-ൽ ആദ്യമായി അവതരിപ്പിച്ചത് ബ്രിട്ടീഷുകാരനായ സ്കൂൾ അധ്യാപകൻ ജോൺ ഡാൾട്ടനാണ്. **ഡാൾട്ടന്റെ അറ്റോമികസിദ്ധാന്തം** എന്നറിയപ്പെട്ട ഈ സിദ്ധാന്തം ആറ്റത്തെ ദ്രവ്യത്തിന്റെ ആത്യന്തിക കണങ്ങളായി കണക്കാക്കുന്നു (യൂണിറ്റ് 1). ഡാൾട്ടന്റെ അറ്റോമികസിദ്ധാന്തത്തിന് ദ്രവ്യസംരക്ഷണനിയമം, നിശ്ചിതാനുപാതനിയമം, ഗുണിതാനുപാതനിയമം തുടങ്ങിയവയെ തൃപ്തികരമായി വിശദീകരിക്കാൻ കഴിഞ്ഞു. എന്നിരുന്നാലും നിരവധി പരീക്ഷണഫലങ്ങൾ വിശദീകരിക്കുന്നതിൽ ഈ സിദ്ധാന്തം പരാജയപ്പെട്ടു. ഉദാഹരണമായി ഗ്ലാസ് അല്ലെങ്കിൽ എബൊണൈറ്റ് പോലുള്ള വസ്തുക്കൾ സിൽക്ക് അല്ലെങ്കിൽ രോമത്തിൽ ഉരസുമ്പോൾ വൈദ്യുതചാർജുള്ളവയായി മാറുന്നത്.

ഈ യൂണിറ്റിൽ നാം പഠിച്ചുതുടങ്ങുന്നത് പത്തൊൻപതാം നൂറ്റാണ്ടിന്റെ ഒടുക്കത്തിലും ഇരുപതാം നൂറ്റാണ്ടിന്റെ തുടക്കത്തിലും ശാസ്ത്രജ്ഞർ നടത്തിയ ചില പരീക്ഷണ-നിരീക്ഷണങ്ങളെക്കുറിച്ചാണ്. ഈ പരീക്ഷണങ്ങൾ ആറ്റങ്ങളെ വീണ്ടും, ഇലക്ട്രോണുകൾ, പ്രോട്ടോണുകൾ, ന്യൂട്രോണുകൾ എന്നിങ്ങനെ ഉപആറ്റോമികകണികകളായി

വിഭജിക്കാമെന്ന് തെളിയിച്ചു. എന്നാൽ ഈ ആശയം ഡാൾട്ടൺ മുന്നോട്ടു വച്ചതിൽ നിന്ന് വിഭിന്നമായിരുന്നു.

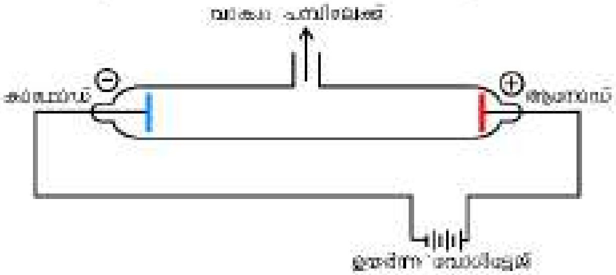
2.1 ഉപ അറ്റോമികകണങ്ങളുടെ കണ്ടുപിടുത്തം

ആറ്റത്തിന്റെ ഘടനയെക്കുറിച്ചുള്ള ഉൾക്കാഴ്ച ലഭിച്ചത് വാതകങ്ങളിലൂടെയുള്ള വൈദ്യുത ഡിസ്ചാർജ് പരീക്ഷണങ്ങളിൽ നിന്നാണ്. ഈ ഫലങ്ങൾ പരിശോധിക്കുന്നതിനു മുമ്പ് ചാർജിതകണങ്ങളുടെ സ്വഭാവത്തെക്കുറിച്ച് ഓർത്തിരിക്കേണ്ട ഒരു അടിസ്ഥാന നിയമമുണ്ട്: 'സജാതീയചാർജുകൾ പരസ്പരം വികർഷിക്കുമ്പോൾ വിജാതീയചാർജുകൾ പരസ്പരം ആകർഷിക്കുന്നു'.

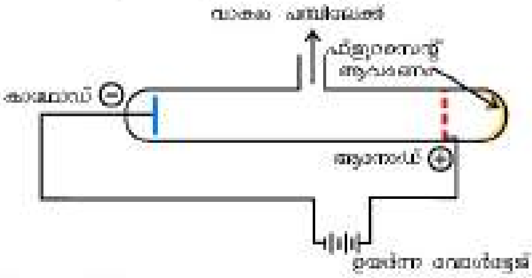
2.1.1 ഇലക്ട്രോണിന്റെ കണ്ടുപിടുത്തം

ഒരു ഇലക്ട്രോലൈറ്റിന്റെ ലായനിയിലൂടെ വൈദ്യുതി കടന്നുപോകുകയാണെങ്കിൽ ഇലക്ട്രോഡുകളിൽ രാസപ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങൾ നടക്കുകയും അതിന്റെ ഫലമായി അവിടെ ദ്രവ്യം നിക്ഷേപിക്കപ്പെടുകയോ സ്വതന്ത്രമാക്കപ്പെടുകയോ ചെയ്യുമെന്ന് [illegible] മൈക്കൽ ഫാരഡെ തെളിയിച്ചു. അദ്ദേഹം ഇത് സംബന്ധിച്ച് ആവിഷ്കരിച്ച ചില നിയമങ്ങൾ നിങ്ങൾ പന്ത്രണ്ടാം ക്ലാസിൽ പഠിക്കുന്നതാണ്. ഈ ഫലങ്ങൾ വൈദ്യുതിയുടെ കണികാസ്വഭാവം സൂചിപ്പിക്കുന്നു.

1850-കളുടെ മധ്യത്തിൽ, ശാസ്ത്രജ്ഞർ, പ്രധാനമായും ഫാരഡെ, **കാഥോഡ് കിരണഡിസ്ചാർജ് നാളികൾ** എന്നറിയപ്പെടുന്ന, ഭാഗികമായി (cathode ray discharge tubes) ശൂന്യമാക്കപ്പെട്ട (Very low pressure) നാളികളിലൂടെയുള്ള വൈദ്യുത ഡിസ്ചാർജിനെക്കുറിച്ച് പഠിക്കാൻ തുടങ്ങി. കാഥോഡ് കിരണനാളി, ഗ്ലാസ് ഉപയോഗിച്ച് നിർമിച്ചിരിക്കുന്നു [ചിത്രം 2.1(a)]. അതിനുള്ളിൽ ഇലക്ട്രോഡുകൾ എന്ന് വിളിക്കുന്ന രണ്ട് നേർത്ത ലോഹത്തകിടുകൾ പതിപ്പിച്ചിട്ടുണ്ട്. വാതകങ്ങളിലൂടെയുള്ള വൈദ്യുതഡിസ്ചാർജ് നിരീക്ഷിക്കാൻ കഴിയുന്നത് വളരെ താഴ്ന്ന മർദങ്ങളിലും ഉയർന്ന വോൾട്ടേജുകളിലും മാത്രമാണ്. ഇതിനുള്ളിലെടുത്തിരിക്കുന്ന വാതകങ്ങളുടെ മർദം ക്രമീകരിക്കുന്നത് അവയെ ഭാഗികമായി നീക്കം ചെയ്താണ്. ഇലക്ട്രോഡുകൾക്കിടയിൽ ഉയർന്ന വോൾട്ടേജ് പ്രയോഗിക്കുമ്പോൾ നെഗറ്റീവ് ഇലക്ട്രോഡിൽ (കാഥോഡ്) നിന്ന് പോസിറ്റീവ് ഇലക്ട്രോഡിലേക്ക് (ആനോഡ്) കണികകളുടെ ധാരയായി വൈദ്യുതി പ്രവഹിക്കുന്നു. ഇവയെ **കാഥോഡ് കിരണങ്ങൾ അഥവാ കാഥോഡ് രശ്മികൾ** എന്ന് വിളിച്ചു. കാഥോഡിൽ നിന്ന് ആനോഡിലേക്കുള്ള വൈദ്യുതി പ്രവാഹം ഒന്നുകൂടി പരിശോധിക്കുന്നതിനായി ആനോഡിൽ ഒരു ദ്വാരം നിർമിക്കുകയും, അതിനുപിന്നിൽ ട്യൂബിന്റെ ഗ്ലാസ് ഭിത്തിയിൽ സ്ഫുരദീപ്ത (phosphorescent) വസ്തുവായ സിങ്ക് സൾഫൈഡ് പൂശുകയും ചെയ്തു. ഈ കിരണങ്ങൾ ആനോഡിലൂടെ കടന്നു പോകുമ്പോൾ സിങ്ക് സൾഫൈഡ് ആവരണത്തിൽ പതിക്കുകയും ഒരു തിളങ്ങുന്ന ബിന്ദു പ്രത്യക്ഷമാകുകയും ചെയ്യുന്നു. (ഇത് തന്നെയാണ് ഒരു ടെലിവിഷനിലും സംഭവിക്കുന്നത്.) [ചിത്രം 2.1(b)].



ചിത്രം 2.1 (a) കാഥോഡ് കിരണഡിസ്ചാർജ്നാളി



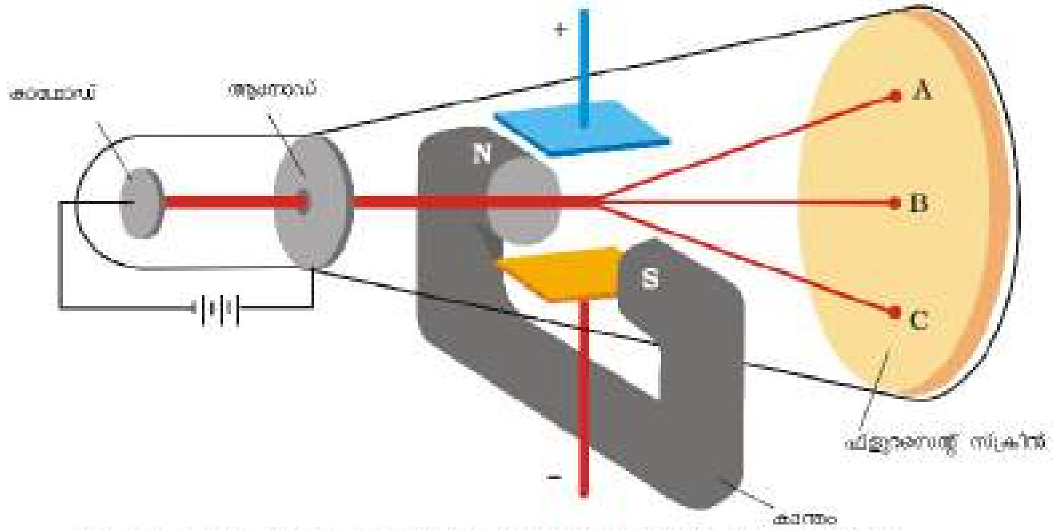
ചിത്രം 2.1(b) സുഷിരങ്ങളോടുകൂടിയ ആനോഡുള്ള കാഥോഡ് കിരണഡിസ്ചാർജ് നാളി

ഈ പരീക്ഷണങ്ങളുടെ ഫലങ്ങൾ ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നവിധം ചുരുക്കിയെഴുതാം.

(i) കാഥോഡ് കിരണങ്ങൾ കാഥോഡിൽ നിന്ന് ആരംഭിച്ച് ആനോഡിലേക്ക് നീങ്ങുന്നു.

(ii) ഈ കിരണങ്ങൾ അദൃശ്യമാണെങ്കിലും അവയുടെ സ്വഭാവം ചില പ്രത്യേക വസ്തുക്കളുടെ സഹായത്തോടെ (ഫ്ളൂറസെന്റ് അല്ലെങ്കിൽ ഫോസ്ഫോറസെന്റ്) നിരീക്ഷിക്കാനാകും. ഈ വസ്തുക്കളിൽ കിരണങ്ങൾ പതിക്കുമ്പോൾ അവ തിളങ്ങുന്നു. ടെലിവിഷൻ ചിത്രനാളികൾ കാഥോഡ് കിരണനാളികളാണ്. ടെലിവിഷൻ സ്ക്രീനിൽ പൂശിയിരിക്കുന്ന ചില ഫ്ളൂറസെന്റ് അല്ലെങ്കിൽ ഫോസ്ഫോറസെന്റ് വസ്തുക്കൾ കാരണമാണ് ടെലിവിഷനിൽ ചിത്രങ്ങളുണ്ടാകുന്നത്.

(iii) വൈദ്യുതമണ്ഡലത്തിന്റെയോ അല്ലെങ്കിൽ കാന്തിക മണ്ഡലത്തിന്റെയോ അഭാവത്തിൽ ഈ കിരണങ്ങൾ നേർരേഖയിൽ സഞ്ചരിക്കുന്നു (ചിത്രം 2.2).



ചിത്രം 2.2 ഇലക്ട്രോണിന്റെ ചാർജ്/മാസ് അനുപാതം നിർണയിക്കുന്നതിനുള്ള ഉപകരണം.

(iv) വൈദ്യുത അല്ലെങ്കിൽ കാന്തികമണ്ഡലത്തിന്റെ സാന്നിധ്യത്തിൽ കാഥോഡ് കിരണങ്ങളുടെ സ്വഭാവം നെഗറ്റീവ് ചാർജുള്ള കണികകളുടേതിനു സമാനമാണ്. ഇത് സൂചിപ്പിക്കുന്നത്, കാഥോഡ് കിരണങ്ങളിൽ **ഇലക്ട്രോണുകൾ** എന്നു വിളിക്കപ്പെടുന്ന നെഗറ്റീവ് ചാർജുള്ള കണങ്ങൾ ഉണ്ടെന്നാണ്.

(v) കാഥോഡ് കിരണങ്ങളുടെ (ഇലക്ട്രോണുകളുടെ) പ്രത്യേകതകൾ ഇലക്ട്രോഡ് നിർമിച്ചിരിക്കുന്ന പദാർഥങ്ങളെയും കാഥോഡ് കിരണനാളിയിൽ എടുത്തിരിക്കുന്ന വാതകത്തിന്റെ സ്വഭാവത്തെയും ആശ്രയിക്കുന്നില്ല.

ഇതിൽ നിന്ന് ഇലക്ട്രോണുകൾ എല്ലാ ആറ്റങ്ങളുടെയും അടിസ്ഥാനഘടകം ആണെന്ന് നമുക്ക് അനുമാനിക്കാം.

2.1.2 ഇലക്ട്രോണിന്റെ ചാർജും മാസും തമ്മിലുള്ള അനുപാതം

1897-ൽ ബ്രിട്ടീഷ് ഭൗതികശാസ്ത്രജ്ഞനായ ജെ.ജെ.തോംസൺ കാഥോഡ് കിരണനാളി ഉപയോഗിച്ച് ഇലക്ട്രോണിന്റെ വൈദ്യുതചാർജ് (e), മാസ് (m_e) എന്നിവയുടെ അനുപാതം വൈദ്യുതകാന്തികമണ്ഡലങ്ങൾ പരസ്പരം ലംബമായും ഇലക്ട്രോണുകളുടെ പാതയ്ക്ക് ലംബമായും പ്രയോഗിച്ച് അളന്നു (ചിത്രം 2.2). വൈദ്യുതമണ്ഡലം മാത്രം പ്രയോഗിക്കുമ്പോൾ ഇലക്ട്രോണുകൾ അവയുടെ പാതയിൽ നിന്ന് വ്യതിചലിക്കുകയും കാഥോഡ് കിരണനാളിയിൽ 'A' എന്ന ബിന്ദുവിൽ പതിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. അതുപോലെ തന്നെ കാന്തികമണ്ഡലം മാത്രം പ്രയോഗിക്കുമ്പോൾ, ഇലക്ട്രോണുകൾ കാഥോഡ് കിരണനാളിയിലെ 'C' എന്ന ബിന്ദുവിൽ പതിക്കുന്നു. വൈദ്യുത കാന്തിക ക്ഷേത്രശക്തിയെ സന്തുലിതമായി പ്രയോഗിക്കുക വഴി ഇലക്ട്രോണുകളെ വൈദ്യുത കാന്തിക ക്ഷേത്രത്തിന്റെ അഭാവത്തിൽ അവ പിന്തുടർന്നിരുന്ന പാതയിലേക്ക് തിരികെ കൊണ്ടുവരാൻ സാധിക്കും. അങ്ങനെ അവ സ്ക്രീനിൽ 'B' എന്ന ബിന്ദുവിൽ പതിക്കും. വൈദ്യുതമോ കാന്തികമോ ആയ മണ്ഡലത്തിന്റെ സാന്നിധ്യത്തിൽ കണികകളുടെ പാതയിൽ നിന്നുള്ള വ്യതിയാനത്തിന്റെ അളവ് ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നവയെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു എന്ന് തോംസൺ സമർഥിച്ചു.

i) *കണികയുടെ നെഗറ്റീവ് ചാർജിന്റെ അളവ്:* കണികയുടെ നെഗറ്റീവ് ചാർജിന്റെ അളവ് കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് അവയ്ക്ക് വൈദ്യുത അല്ലെങ്കിൽ കാന്തികമണ്ഡലത്തോടുള്ള അന്യോന്യക്രിയയും കൂടുതലായിരിക്കും ആയതിനാൽ വ്യതിയാനവും കൂടുതലായിരിക്കും.

ii) *കണത്തിന്റെ മാസ് :* കണികാഭാരം കുറയുംതോറും വ്യതിയാനവും കൂടുന്നു.

iii) *വൈദ്യുത അല്ലെങ്കിൽ കാന്തികക്ഷേത്രത്തിന്റെ ശക്തി.* ഇലക്ട്രോഡുകളിൽ പ്രയോഗിക്കുന്ന വോൾട്ടേജിന്റെ വർധനവിനനുസരിച്ചോ അല്ലെങ്കിൽ കാന്തികമണ്ഡലത്തിന്റെ ശക്തിക്കനുസരിച്ചോ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ യഥാർഥപാതയിൽ നിന്നുള്ള വ്യതിയാനം വർധിക്കുന്നു.

വൈദ്യുത അല്ലെങ്കിൽ കാന്തികക്ഷേത്രശക്തിയിൽ ഇലക്ട്രോണുകൾക്കുണ്ടാകുന്ന വ്യതിയാനത്തിന്റെ

കൃത്യമായ അളവുകൾ കണക്കിലെടുത്ത് തോംസൺ, $\frac{e}{m_e}$ മൂല്യം നിർണയിക്കാൻ കഴിഞ്ഞു. അതിന്റെ മൂല്യം:

$$\frac{e}{m_e} = 1.758820 \times 10^{11}\ \mathrm{C\ kg^{-1}} \qquad (2.1)$$

ഇവിടെ m_e എന്നത് ഇലക്ട്രോണിന്റെ കിലോഗ്രാമിലുള്ള മാസും e എന്നത് ഇലക്ട്രോൺ ചാർജിന്റെ കൂളോമിലുള്ള (C) അളവുമാണ്. ഇലക്ട്രോണുകൾ നെഗറ്റീവ് ചാർജുള്ളവ ആയതിനാൽ ഇലക്ട്രോണിന്റെ ചാർജ് -e ആണ്.

2.1.3 ഇലക്ട്രോണിന്റെ ചാർജ്

ആർ.എ.മില്ലിക്കൻ (1868–1953) ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ചാർജ് നിർണയിക്കാനായി ആവിഷ്കരിച്ച ഒരു രീതിയാണ് എണ്ണത്തുള്ളി പരീക്ഷണം (1906–14) (oil drop experiment). ഇതിൽ നിന്ന് ഇലക്ട്രോണിന്റെ ചാർജ് 1.6×10^{-19} C ആണെന്ന് അദ്ദേഹം കണ്ടെത്തി. വൈദ്യുത ചാർജിന്റെ ഇന്നത്തെ സ്വീകാര്യമായ മൂല്യം -1.6022×10^{-19}C ആണ്. ഈ പരീക്ഷണഫലങ്ങൾ തോംസൺ കണ്ടെത്തിയ e/m_e അനുപാതമൂല്യവുമായി യോജിപ്പിച്ചാണ് ഇലക്ട്രോണിന്റെ മാസ് കണക്കാക്കുന്നത്.

$$m_e = \frac{e}{e/m_e} = \frac{1.6022 \times 10^{-19}\ \mathrm{C}}{1.758820 \times 10^{11}\ \mathrm{C\ kg^{-1}}}$$

$$= 9.1094\times10^{-31}\ \mathrm{kg} \qquad (2.2)$$

2.1.4. പ്രോട്ടോണുകളുടെയും ന്യൂട്രോണുകളുടെയും കണ്ടുപിടിത്തം

പരിഷ്കരിച്ച കാഥോഡ് കിരണനാളിയിൽ നടത്തിയ വൈദ്യുത ഡിസ്ചാർജ്, **കനാൽ കിരണങ്ങൾ (canal rays)** എന്നറിയപ്പെടുന്ന പോസിറ്റീവ് ചാർജുള്ള കണങ്ങളുടെ കണ്ടെത്തലിലേക്ക് നയിച്ചു. ഇത്തരം പോസിറ്റീവ് ചാർജുള്ള കണങ്ങളുടെ സ്വഭാവങ്ങൾ താഴെ പറഞ്ഞിരിക്കുന്നു.

(i) കാഥോഡ് കിരണങ്ങളിൽനിന്നു വ്യത്യസ്തമായി, പോസിറ്റീവ് ചാർജുള്ള കണങ്ങൾ കാഥോഡ് കിരണനാളിയിൽ എടുത്തിരിക്കുന്ന വാതകത്തിന്റെ സ്വഭാവത്തെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. ഇവ കേവലം പോസിറ്റീവ് ചാർജുള്ള വാതക അയോണുകളാണ്.

(ii) കണികകളുടെ ചാർജ് – മാസ് അനുപാതം അവ ഏതിൽ നിന്ന് ഉത്ഭവിച്ചുവോ ആ വാതകത്തെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കും.

(iii) പോസിറ്റീവ് ചാർജുള്ള ചില കണങ്ങൾ വൈദ്യുത ചാർജിന്റെ അടിസ്ഥാന ഏകകത്തിന്റെ ഗുണിതങ്ങളാണ് വഹിക്കുന്നത്.

(iv) കാന്തിക അല്ലെങ്കിൽ വൈദ്യുതക്ഷേത്രങ്ങളിൽ ഈ കണങ്ങളുടെ പെരുമാറ്റം ഇലക്ട്രോണുകൾ അല്ലെങ്കിൽ കാഥോഡ് കിരണങ്ങൾ പ്രകടിപ്പിക്കുന്നതിന് നേർവിരുദ്ധമാണ്.

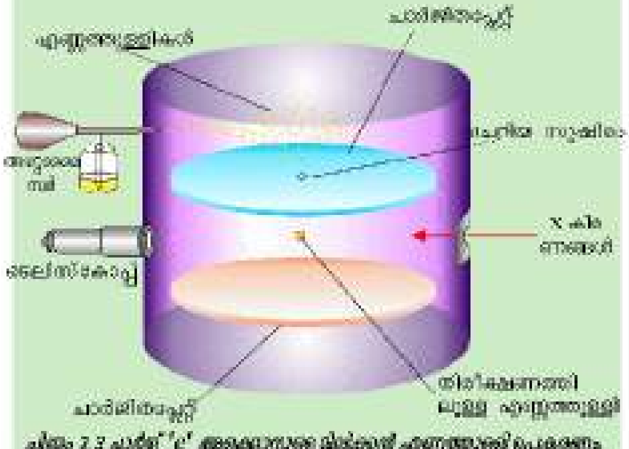
ഏറ്റവും ചെറുതും ഭാരം കുറഞ്ഞതുമായ അയോൺ ഹൈഡ്രജനിൽ നിന്നാണ് കിട്ടിയത്; അത് **പ്രോട്ടോൺ** എന്നറിയപ്പെട്ടു. 1919 ലാണ് ഈ പോസിറ്റീവ് ചാർജുള്ള കണത്തിന്റെ പ്രത്യേകതകൾ കണ്ടെത്തിയത്. എന്നാൽ പിന്നീട് ആറ്റത്തിന്റെ ഘടകമായി ഒരു വൈദ്യുത നിർവീര്യകണത്തിന്റെ സാന്നിധ്യം ആവശ്യമുള്ളതായി ബോധ്യപ്പെട്ടു. ബെറിലിയത്തിന്റെ ഒരു നേർത്ത തകിടിൽ α-കണങ്ങളെ ശക്തമായി ഇടിപ്പിച്ച് ചാഡ്‌വിക് (1932) ഈ കണങ്ങൾ കണ്ടെത്തി. പ്രോട്ടോണുകളെക്കാൾ അല്പം കൂടിയ മാസുള്ള, വൈദ്യുത നിർവീര്യകണങ്ങൾ ഈ പരീക്ഷണത്തിൽ സൃഷ്ടിക്കപ്പെട്ടു. അദ്ദേഹം ഇവയെ **ന്യൂട്രോണുകൾ** എന്ന് വിളിക്കുകയും ചെയ്തു. ഈ മൗലിക കണങ്ങളുടെ പ്രധാന ഗുണങ്ങൾ പട്ടിക 2.1 ൽ കൊടുത്തിട്ടുണ്ട്.

പട്ടിക 2.1 അടിസ്ഥാന കണങ്ങളുടെ ഗുണധർമങ്ങൾ

നാമം	പ്രതീകം	കേവലചാർജ്/C	ആപേക്ഷിക ചാർജ്	മാസ്/kg	മാസ്/u	ഏകദേശ മാസ്/u
ഇലക്ട്രോൺ	e	-1.6022×10^{-19}	-1	9.10939×10^{-31}	0.00054	0
പ്രോട്ടോൺ	p	$+1.6022\times10^{-19}$	+1	1.67262×10^{-27}	1.00727	1
ന്യൂട്രോൺ	n	0	0	1.67493×10^{-27}	1.00867	1

മില്ലിക്കന്റെ എണ്ണത്തുള്ളി പരീക്ഷണം

ഈ പരീക്ഷണത്തിൽ, അറ്റൊമൈസറിൽ മഞ്ഞിന്റെ രൂപത്തിൽ ഉത്പാദിപ്പിക്കപ്പെടുന്ന എണ്ണത്തുള്ളികൾ, ഇലക്ട്രിക്കൽ കണ്ടൻസറിന്റെ മുകളിലുള്ള ഫലകത്തിന്റെ ഒരു ചെറിയ സുഷിരത്തിലൂടെ ഉള്ളിലേക്ക് കടക്കാൻ അനുവദിച്ചു. തുള്ളികളുടെ താഴേക്കുള്ള ചലനം ഒരു മൈക്രോമീറ്റർ നേത്രദാനം കൊണ്ട് സജ്ജീകരിച്ച ദൂരദർശിനിയിലൂടെ വീക്ഷിച്ചു. ഈ തുള്ളികളുടെ വീഴ്ചനിരക്ക് അളക്കുന്നതിലൂടെ എണ്ണത്തുള്ളികളുടെ മാസ്സ് അളക്കാൻ മില്ലിക്കന് കഴിഞ്ഞു. എക്സ് രശ്മികളെ കടത്തിവിട്ടുകൊണ്ട് അറയിലെ വായു അയോണീകരിക്കപ്പെട്ടു. എണ്ണ തുള്ളികൾക്ക് വൈദ്യുതചാർജ് കിട്ടുന്നത് വാതകഅയോണുകളുമായുണ്ടാകുന്ന കൂട്ടിമുട്ടലുകൾ മൂലമാണ്. തുള്ളികളുടെ ചാർജിനും ഫലകത്തിൽ പ്രയോഗിക്കപ്പെട്ട വോൾട്ടേജിന്റെ ശക്തിക്കും ധ്രുവീകരണത്തിനും അനുസരിച്ച് ഈ ചാർജിത എണ്ണത്തുള്ളികളുടെ പതനവേഗത കുറയ്ക്കാനും വർധിപ്പിക്കാനും അല്ലെങ്കിൽ അവയെ നിശ്ചലമാക്കാനും സാധിക്കും. വൈദ്യുതക്ഷേത്രത്തിന്റെ കരുത്തിനു എണ്ണത്തുള്ളികളുടെ ചലനത്തിലുള്ള പ്രഭാവം സൂക്ഷ്മമായി നിരീക്ഷിച്ച മില്ലിക്കൻ, തുള്ളികളിലുള്ള വൈദ്യുത ചാർജിന്റെ അളവ്, എല്ലായ്പ്പോഴും വൈദ്യുതചാർജ് (e) യുടെ ഒരു പൂർണസംഖ്യാ ഗുണിതമായിരിക്കുമെന്ന് കണ്ടെത്തി, അതായത്, $q = ne$, $n = 1, 2, 3$ .....



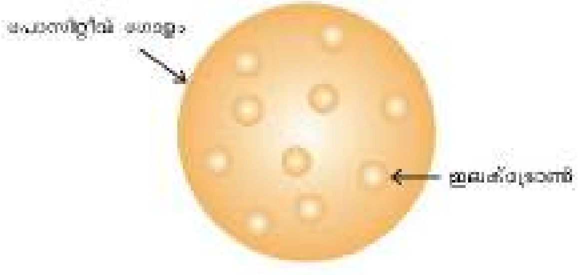
ചിത്രം 2.3 ചാർജ് 'e' അളക്കാനുള്ള മില്ലിക്കൻ എണ്ണത്തുള്ളി ഉപകരണം പരീക്ഷണത്തറയിൽ, എണ്ണത്തുള്ളികളിൽ അനുഭവപ്പെടുന്ന ബലങ്ങൾ: ഗുരുത്വാകർഷണബലം, വൈദ്യുതമണ്ഡലത്തിന്റെ സ്വാധീനം മൂലമുള്ള വൈദ്യുതാകർഷണം, ചലിക്കുന്ന എണ്ണത്തുള്ളികളിലെ ശ്യാനത ബലങ്ങളുമാണ്

2.2 അറ്റോമികമാതൃകകൾ

മുൻ വിഭാഗങ്ങളിൽ പരാമർശിച്ചിട്ടുള്ള പരീക്ഷണങ്ങളിൽനിന്ന് ലഭിച്ച നിരീക്ഷണങ്ങൾ, ഡാൾട്ടന്റെ അവിഭാജ്യമായ ആറ്റത്തിൽ , പോസിറ്റീവ്, നെഗറ്റീവ് ചാർജുകൾ ഉള്ള ഉപആറ്റോമിക കണങ്ങൾ ഉള്ളതായി സൂചിപ്പിക്കുന്നു. ആറ്റത്തിലെ ഇത്തരം ചാർജിത കണങ്ങളുടെ വിന്യാസത്തെ വിശദീകരിക്കാൻ വ്യത്യസ്ത അറ്റോമിക മാതൃകകൾ മുന്നോട്ടുവയ്ക്കപ്പെട്ടു. ഇത്തരം മാതൃകകളിൽ ചിലതിനു ആറ്റങ്ങളുടെ സ്ഥിരത വിശദീകരിക്കാൻ കഴിഞ്ഞില്ലെങ്കിലും, ജെ.ജെ. തോംസണും ഏണസ്റ്റ് റുഥർഫോർഡും മുന്നോട്ടുവച്ച രണ്ട് മാതൃകകൾ താഴെ ചർച്ചചെയ്യുന്നു.

2.2.1 തോംസൺ ആറ്റം മാതൃക

1898 ൽ ജെ. ജെ. തോംസൺ, നിർദേശിച്ചതനുസരിച്ച് ഒരു ആറ്റത്തിന് ഗോളാകൃതിയാണുള്ളത്. (ആരം ഏകദേശം 10^{-10}m) അതിൽ പോസിറ്റീവ് ചാർജ് ഏകതാനമായി വിതരണം ചെയ്യപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. ഏറ്റവും സ്ഥിരതയുള്ള വൈദ്യുതാകർഷണക്രമീകരണം (ചിത്രം 2.4) ലഭിക്കുന്ന രീതിയിൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ അതിൽ ഉൾച്ചേർത്തിരിക്കുന്നു. പ്ലം പുഡ്ഡിംഗ്, റെയിസിൻ പുഡ്ഡിംഗ് അല്ലെങ്കിൽ തണ്ണിമത്തൻ മാതൃക തുടങ്ങിയ പല പേരുകളും ഈ മാതൃകയ്ക്ക് നൽകപ്പെട്ടു.



ചിത്രം 2.4 തോംസൺ ആറ്റം മാതൃക

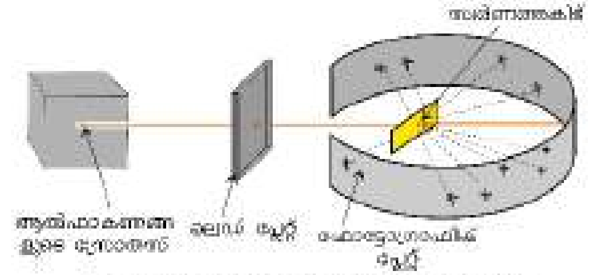
പോസിറ്റീവ് ചാർജ് ഒരു പുഡ്ഡിംഗ് അല്ലെങ്കിൽ തണ്ണിമത്തൻ ആയും ഇലക്ട്രോണുകൾ അതിൽ ഉൾച്ചേർത്ത പ്ലം അല്ലെങ്കിൽ വിത്തുകൾ ആയും ഈ മാതൃകയെ സങ്കൽപ്പിക്കാൻ കഴിയും. ആറ്റത്തിന്റെ മാസ് ഒരേ അളവിൽ ആറ്റത്തിൽ മുഴുവൻ വിതരണം ചെയ്യപ്പെടുന്നതായി കരുതുന്നതാണ് ഈ മാതൃകയുടെ ഒരു പ്രധാന സവിശേഷത. ആറ്റത്തിന്റെ മൊത്തത്തിലുള്ള നിർവീര്യതയെ വിശദീകരിക്കുന്നതിൽ ഈ മാതൃക വിജയിച്ചു എങ്കിലും പിന്നീടുള്ള പരീക്ഷണ ഫലങ്ങളുമായി അതിന് പൊരുത്തപ്പെടാനായില്ല. വാതകങ്ങളിൽ കൂടിയുള്ള വൈദ്യുതചാലനത്തിന്റെ സൈദ്ധാന്തികവും പരീക്ഷണാത്മകവുമായ അന്വേഷണങ്ങൾക്ക്, 1906 ൽ തോംസണ് ഭൗതികശാസ്ത്രത്തിൽ നോബേൽ സമ്മാനം ലഭിച്ചു.

പത്തൊമ്പതാം നൂറ്റാണ്ടിന്റെ അവസാന പകുതിയിൽ വ്യത്യസ്ത തരത്തിലുള്ള കിരണങ്ങൾ കണ്ടെത്തിയിരുന്നു. 1895 ൽ വിൽഹെം റോൺജൻ (1845 - 1923), ഇലക്ട്രോണുകൾ കാഥോഡ് കിരണനാളിയിലെ ഒരു വസ്തുവിൽ പതിച്ചപ്പോൾ ഉണ്ടായ കിരണങ്ങൾക്ക് കാഥോഡ് കിരണനാളികളുടെ പുറത്ത് വച്ചിരിക്കുന്ന ഫ്ളൂറസെന്റ് സാമഗ്രികളിൽ ഫ്ളൂറസെൻസ് ഉണ്ടാക്കാൻ കഴിയുമെന്ന് തെളിയിച്ചു. വികിരണത്തിന്റെ സ്വഭാവം റോൺജന് അറിയില്ലാത്തതിനാൽ, അദ്ദേഹം അവയെ എക്സ് രശ്മികൾ എന്ന് നാമകരണം ചെയ്തു. ആ പേര് ഇപ്പോഴും തുടരുന്നു. ടാർഗറ്റുകൾ എന്ന് വിളിക്കുന്ന സാന്ദ്രമായ ലോഹ ആനോഡുകളിൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ പതിപ്പിച്ചാൽ എക്സ് കിരണങ്ങൾ ഫലപ്രദമായി ഉൽപാദിപ്പിക്കപ്പെടുമെന്ന് ശ്രദ്ധയിൽപ്പെട്ടു. ഇവ വൈദ്യുത കാന്തികമണ്ഡലങ്ങളിൽ വ്യതിചലിക്കുന്നില്ല എന്നു മാത്രമല്ല തുളച്ചുകയറാനുള്ള ശക്തി ഇവക്ക് വളരെ ഉയർന്നതുമാണ്. അതുകൊണ്ടാണ് വസ്തുക്കളുടെ ആന്തരികപഠനത്തിനായി ഈ കിരണങ്ങൾ ഉപയോഗിക്കുന്നത്. ഈ കിരണങ്ങൾ വളരെ കുറഞ്ഞ തരംഗദൈർഘ്യമുള്ളവയാണ് (~0.1 nm). മാത്രമല്ല ഇവയ്ക്ക് വൈദ്യുത കാന്തികസ്വഭാവവും ഉണ്ട് (ഭാഗം 2.3.1).

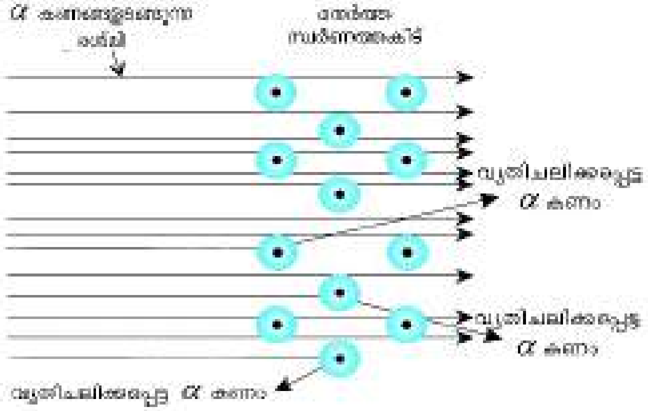
ചില മൂലകങ്ങൾ അവയിൽ നിന്ന് വികിരണങ്ങളെ പുറത്തുവിടുന്നുവെന്ന് ഹെന്റി ബെക്വറൽ (1852 - 1908) നിരീക്ഷിച്ചു. ഈ പ്രതിഭാസത്തെ റേഡിയോആക്ടിവത എന്നും അത്തരം മൂലകങ്ങളെ റേഡിയോആക്ടീവ് മൂലകങ്ങൾ എന്നും വിളിക്കുന്നു. മേരി ക്യൂറി, പിയറി ക്യൂറി, റൂഥർഫോർഡ്, ഫ്രെഡറിക് സോഡി എന്നിവരാണ് ഈ മേഖലയെ വികസിപ്പിച്ചത്. മൂന്ന് തരം കിരണങ്ങൾ അതായത് α, β-, γ- കിരണങ്ങൾ എന്നിവ പുറത്തുവിടുന്നുവെന്ന് കണ്ടുപിടിക്കപ്പെട്ടു. രണ്ട് യൂണിറ്റ് പോസിറ്റീവ് ചാർജും നാല് യൂണിറ്റ് അറ്റോമിക മാസും വഹിക്കുന്ന ഉയർന്ന ഊർജ കണങ്ങളാണ് α- രശ്മിയിൽ ഉള്ളതെന്ന് റൂഥർഫോർഡ് കണ്ടെത്തി. α കണങ്ങൾ രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകളുമായി കൂടിച്ചേർന്ന് ഹീലിയം വാതകം ആയി മാറിയതിനാൽ α കണങ്ങൾ ഹീലിയം ന്യൂക്ലിയസുകൾ ആണെന്ന് അദ്ദേഹം അനുമാനിച്ചു. β- കിരണങ്ങൾ ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് സമാനമായ നെഗറ്റീവ് ചാർജുള്ള കണങ്ങൾ ആണ്. എക്സ് കിരണങ്ങൾ പോലുള്ള ഉയർന്ന ഊർജമുള്ള, γ- കിരണങ്ങൾ നിർവീര്യമായവയാണ്, അവ കണികകളല്ല. α കണങ്ങൾ തുളച്ചു കയറാൻ ശക്തി വളരെ കുറവുള്ളവയാണെങ്കിലും, β- കണങ്ങളും (α കണങ്ങളുടെ 100 മടങ്ങ്), γ- കിരണങ്ങളും (α കണങ്ങളുടെ 1000 മടങ്ങ്) തുളച്ചുകയറാൻ ശക്തിയുള്ളവയാണ്.

2.2.2 റൂഥർഫോർഡിന്റെ ന്യൂക്ലിയർ ആറ്റം മാതൃക

റൂഥർഫോർഡും അദ്ദേഹത്തിന്റെ ശിഷ്യന്മാരും (ഹാൻസ് ഗെയ്ഗർ, ഏണസ്റ്റ് മാർസ്ഡെൻ) α കിരണങ്ങളെ വളരെ നേർത്ത സ്വർണത്തകിടിൽ ശക്തിയായി കൂട്ടിമുട്ടിച്ചു. റൂഥർഫോർഡിന്റെ പ്രസിദ്ധമായ α കിരണ



ചിത്രം 2.5 A. റൂഥർഫോർഡിന്റെ വിസരണപരീക്ഷണം



B. സ്വർണത്തകിടിന്റെ മാതൃകാരൂപം

ചിത്രം (2.5). റൂഥർഫോർഡിന്റെ വിസരണ പരീക്ഷണത്തിന്റെ വ്യവസ്ഥാപിത ചിത്രീകരണം. ആൽഫ (α) കണങ്ങളുടെ ഒരു ധാര ഒരു നേർത്ത സ്വർണത്തകിടിലേക്ക് ശക്തിയായി പതിപ്പിച്ചപ്പോൾ, അവയിൽ ഭൂരിഭാഗവും മാറ്റമൊന്നുമില്ലാതെ കടന്നുപോയി. എന്നാൽ, ചിലത് വ്യതിചലിക്കപ്പെട്ടു.

വിസരണ പരീക്ഷണം (α-particle scattering experiment) ചിത്രം 2.5 ൽ ചിത്രീകരിച്ചിരിക്കുന്നു. റേഡിയോ ആക്ടീവ് സ്രോതസിൽ നിന്ന് പുറപ്പെടുന്ന ഉയർന്ന ഊർജമുള്ള α കണങ്ങളുടെ ഒരു ധാര ഒരു നേർത്ത ഗോൾഡ് ലോഹത്തകിടിൽ (കനം ~ 100 nm) ഇടിപ്പിച്ചു. നേർത്ത ഗോൾഡ് ലോഹത്തകിടിനുചുറ്റും വൃത്താകൃതിയിലുള്ള ഒരു ഫ്ളൂറസെന്റ് സിങ്ക് സൾഫൈഡ് മറയുണ്ടായിരുന്നു. α-കണങ്ങൾ സ്ക്രീനിൽ പതിക്കുമ്പോഴെല്ലാം ആ ബിന്ദുവിൽ ഒരു ചെറിയ മിന്നൽ ഉണ്ടാകുന്നു.

വിസരണപരീക്ഷണത്തിന്റെ ഫലങ്ങൾ വളരെ അപ്രതീക്ഷിതമായിരുന്നു. തോംസൺ ആറ്റം മാതൃക അനുസരിച്ച്, തകിടിലെ ഓരോ സ്വർണആറ്റത്തിന്റെയും മാസ് ആറ്റത്തിലുടനീളം പരന്നിരുന്നുവെങ്കിൽ, അതിൽക്കൂടി നേർരേഖയിൽ കടന്നുപോകാൻ വേണ്ടത്ര ഊർജം α കണങ്ങൾക്കുണ്ടായിരുന്നു. തകിടിലൂടെ കടന്നുപോകുമ്പോൾ കണികകൾ മന്ദഗതിയിലാവുമെന്നും, അവയ്ക്ക്

ദിശാമാറ്റമുണ്ടാകുന്നത് ചെറിയ കോണളവുകളിലുമായിരിക്കുമെന്നുമാണ് പ്രതീക്ഷിച്ചിരുന്നത്. ഈ പരീക്ഷണത്തിലെ നിരീക്ഷണങ്ങൾ താഴെ കൊടുക്കുന്നു.

(i) സ്വർണത്തകിടിലൂടെ മിക്ക α കണങ്ങളും വ്യതിയാനമൊന്നും കൂടാതെ കടന്നുപോയി.

(ii) α കണങ്ങളുടെ ഒരു ചെറിയ ഭാഗം ചെറിയ കോണുകളിൽ വ്യതിചലിച്ചു.

(iii) വളരെക്കുറച്ച് α കണങ്ങൾ (~ 20,000 ൽ 1) തിരികെ വന്നു, അതായത് അവ 180° വരെ വ്യതിചലിച്ചു.

ഈ നിരീക്ഷണങ്ങളുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ റൂഥർഫോർഡ്, ആറ്റം ഘടനയെക്കുറിച്ച് താഴെപ്പറയുന്ന നിഗമനങ്ങളിൽ എത്തി:

(i) ഭൂരിഭാഗം α–കണങ്ങളും തകിടിലൂടെ വ്യതിയാനമില്ലാതെ കടന്നുപോയതുകൊണ്ട് ആറ്റത്തിന്റെ വ്യാപ്തത്തിന്റെ ഭൂരിഭാഗവും ശൂന്യമാണ്.

(ii) പോസിറ്റീവ് ചാർജുള്ള ഏതാനും α കണങ്ങൾ വ്യതിചലിച്ചു. ഈ വ്യതിയാനത്തിന് കാരണം വളരെ വലിയ വികർഷണശക്തിയാണ്. അത് സൂചിപ്പിക്കുന്നത് തോംസൺ കരുതിയത് പോലെ, പോസിറ്റീവ് ചാർജ് ആറ്റത്തിന്റെ മുഴുവൻ സ്ഥലത്തുമായി വ്യാപിച്ചു കിടക്കുന്നില്ല എന്നാണ്. വളരെ ചെറിയ ഒരു വ്യാപ്തത്തിൽ കേന്ദ്രീകരിച്ച പോസിറ്റീവ് ചാർജ് ആയിരിക്കണം പോസിറ്റീവ് ചാർജുള്ള α കണങ്ങളെ വ്യതിചലിപ്പിച്ചത്.

(iii) റൂഥർഫോർഡ് കണക്കാക്കിയതനുസരിച്ച് ആറ്റത്തിന്റെ ആകെ വ്യാപ്തവുമായി താരതമ്യം ചെയ്യുമ്പോൾ ന്യൂക്ലിയസിന്റെ വ്യാപ്തം വളരെ ചെറുതാണ്. ആറ്റത്തിന്റെ ആരം 10^{-10} മീറ്റർ ആയിരിക്കുമ്പോൾ ന്യൂക്ലിയസിന്റേത് 10^{-15} മീറ്റർ ആണ്. ഒരു ക്രിക്കറ്റ് ബോൾ ഒരു ന്യൂക്ലിയസിനെ പ്രതിനിധീകരിക്കുന്നുവെങ്കിൽ, ആറ്റത്തിന്റെ ആരം 5 കിലോമീറ്ററായിരിക്കും എന്ന് മനസ്സിലാക്കിയാൽ ഈ വലിപ്പ വ്യത്യാസം വിവേചിച്ചറിയാം.

മേൽപ്പറഞ്ഞ നിരീക്ഷണങ്ങളും നിഗമനങ്ങളും അടിസ്ഥാനമാക്കി റൂഥർഫോർഡ് ആറ്റത്തിന്റെ ന്യൂക്ലിയർ മാതൃക (പ്രോട്ടോണുകൾ കണ്ടെത്തിയതിന് ശേഷം) നിർദ്ദേശിച്ചു. ഈ മാതൃക അനുസരിച്ച്:

(i) പോസിറ്റീവ് ചാർജും ആറ്റത്തിലെ മാസിന്റെ ഭൂരിഭാഗവും വളരെ ചെറിയ മേഖലയിൽ കേന്ദ്രീകരിച്ചിരിക്കുന്നു. ആറ്റത്തിലെ ഈ ചെറിയ ഭാഗത്തെ റൂഥർഫോർഡ് **ന്യൂക്ലിയസ്** എന്നാണ് വിളിച്ചത്.

(ii) ന്യൂക്ലിയസ്, വൃത്താകൃതിയിലുള്ള പരിക്രമണപഥങ്ങളിൽ വളരെ ഉയർന്ന വേഗതയോടെ സഞ്ചരിക്കുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളാൽ ചുറ്റപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. ഈ പരിക്രമണപഥങ്ങളെ **ഓർബിറ്റുകൾ** എന്നു വിളിച്ചു. അങ്ങനെ, റൂഥർഫോർഡിന്റെ ആറ്റം മാതൃക സൗരയൂഥത്തിനോട് സാദൃശ്യം പുലർത്തുന്നു; അതിൽ ന്യൂക്ലിയസ് സൂര്യന്റെ പങ്ക് വഹിക്കുന്നു; അതേ സമയം ഇലക്ട്രോണുകൾ കറങ്ങുന്ന ഗ്രഹങ്ങളുടെ സ്ഥാനവും.

(iii) ഇലക്ട്രോണുകളെയും ന്യൂക്ലിയസിനെയും ഒരുമിപ്പിച്ചു നിർത്തുന്നത് സ്ഥിതവൈദ്യുതാകർഷണ ബലങ്ങളാണ്.

2.2.3 ആറ്റോമികസംഖ്യയും മാസ് സംഖ്യയും

ന്യൂക്ലിയസിലെ പോസിറ്റീവ് ചാർജിനു കാരണം അതിലുള്ള പ്രോട്ടോണുകളാണ്. നേരത്തെ മനസ്സിലാക്കിയതുപോലെ പ്രോട്ടോണിലുള്ള ചാർജ് ഇലക്ട്രോണിന്റേതിനു തുല്യവും എന്നാൽ വിപരീതവുമാണ്. ന്യൂക്ലിയസിൽ കാണപ്പെടുന്ന പ്രോട്ടോണുകളുടെ എണ്ണം ആണല്ലോ ആറ്റോമിക സംഖ്യ (Z). ഉദാഹരണത്തിന്, ഹൈഡ്രജൻ ന്യൂക്ലിയസിലെ പ്രോട്ടോണുകളുടെ എണ്ണം 1 ആണ്, സോഡിയം ആറ്റത്തിൽ 11 ആണ്, അതുകൊണ്ട് അവയുടെ ആറ്റമിക സംഖ്യകൾ യഥാക്രമം 1-ഉം 11-ഉം ആണ്. വൈദ്യുത നിർവീര്യത നിലനിർത്തുന്നതിന്, ആറ്റത്തിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം പ്രോട്ടോണുകളുടെ (ആറ്റോമികസംഖ്യ, Z) എണ്ണത്തിനു തുല്യമായിരിക്കും. ഉദാഹരണത്തിന് ഹൈഡ്രജന്റെ ആറ്റത്തിലെയും സോഡിയം ആറ്റത്തിലെയും ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം യഥാക്രമം 1-ഉം 11-ഉം ആണ്.

ആറ്റോമിക സംഖ്യ (Z) = ഒരു ആറ്റത്തിലെ ന്യൂക്ലിയസിലുള്ള പ്രോട്ടോണുകളുടെ എണ്ണം.
= നിർവീര്യ ആറ്റത്തിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം (2.3)

ന്യൂക്ലിയസിന്റെ പോസിറ്റീവ് ചാർജിനു കാരണം പ്രോട്ടോണുകളാണ്. എന്നാൽ അതിന്റെ മാസിനു കാരണം പ്രോട്ടോണുകളും ന്യൂട്രോണുകളും ആണ്. മുൻപ് സൂചിപ്പിച്ചതുപോലെ, ആറ്റത്തിലെ ന്യൂക്ലിയസിലുള്ള പ്രോട്ടോണുകളെയും ന്യൂട്രോണുകളെയും പൊതുവെ ഒന്നിച്ച് ചേർത്ത് വിളിക്കുന്നത് **ന്യൂക്ലിയോണുകൾ** എന്നാണ്. ന്യൂക്ലിയോണുകളുടെ ആകെ എണ്ണമാണ് **മാസ് സംഖ്യ (A).**

മാസ് സംഖ്യ (A)= പ്രോട്ടോണുകളുടെ (Z) എണ്ണം+ ന്യൂട്രോണുകളുടെ എണ്ണം (n) (2.4)

2.2.4 ഐസോബാറുകളും ഐസോടോപ്പുകളും

ഒരു ആറ്റത്തിനെ സൂചിപ്പിക്കുന്നതിനു അതിന്റെ മൂലക പ്രതീകമെഴുതി (X) അതിന്റെ ഇടതുവശത്ത് മേലെഴുത്തായി മാസ് സംഖ്യയും (A) ഇടതുവശത്ത് ചുവടെഴുത്തായി ആറ്റോമിക സംഖ്യയും (Z) കാണിക്കുന്നു. ($^{A}_{Z}X$).

ഐസോബാറുകൾ ഒരേ മാസ്സ് സംഖ്യയും വ്യത്യസ്ത ആറ്റോമികസംഖ്യയും ഉള്ള ആറ്റങ്ങളാണ്. ഉദാഹരണത്തിന്, $^{14}_{6}C$, $^{14}_{7}N$. അതേസമയം, ഒരേ ആറ്റോമിക സംഖ്യയും വ്യത്യസ്ത മാസ് സംഖ്യകളുമുള്ള ആറ്റങ്ങളാണ് **ഐസോടോപ്പുകൾ** എന്ന് അറിയപ്പെടുന്നത്. മറ്റൊരു തരത്തിൽ പറഞ്ഞാൽ (സമവാക്യം 2.4 പ്രകാരം), ന്യൂക്ലിയസിലുള്ള വ്യത്യസ്ത ന്യൂട്രോണുകളുടെ സാന്നിധ്യമാണ് ഐസോടോപ്പുകൾ തമ്മിലുള്ള വ്യത്യാസത്തിനു കാരണമെന്ന് മനസ്സിലാക്കാം. ഉദാഹരണത്തിന്, ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റം പരിഗണിക്കുമ്പോൾ 99.985% ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങളിലും ഒരു പ്രോട്ടോൺ മാത്രമാണ് ഉള്ളത്. ഈ ഐസോടോപ്പിനെ **പ്രോട്ടിയം ($^{1}_{1}H$)** എന്നാണ് വിളിക്കുന്നത്. ബാക്കിയുള്ള ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങളിൽ മറ്റ് രണ്ട് ഐസോടോപ്പുകൾ അടങ്ങിയിരിക്കുന്നു. പ്രോട്ടോണും ന്യൂട്രോണും ഒന്ന് വീതം അടങ്ങിയിട്ടുള്ള **ഡ്യൂറ്റീരിയം ($^{2}_{1}D$, 0.015%)**, ഒരു പ്രോട്ടോണും , 2 ന്യൂട്രോണുകളും അടങ്ങിയ **ട്രിഷ്യം ($^{3}_{1}T$)** എന്നിവ. **ട്രിഷ്യം** ഐസോട്ടോപ്പ് ഭൂമിയിൽ വളരെ കുറഞ്ഞ അളവിലാണ് കാണപ്പെടുന്നത്. ഐസോടോപ്പുകൾക്ക് സാധാരണയായി കാണപ്പെടുന്ന മറ്റ് ഉദാഹരണങ്ങളാണ് 6 പ്രോട്ടോണുകൾക്ക് പുറമേ 6, 7, 8 ($^{12}_{6}C$, $^{13}_{6}C$, $^{14}_{6}C$) ന്യൂട്രോണുകൾ വീതം അടങ്ങിയിട്ടുള്ള കാർബൺ ആറ്റങ്ങൾ, 17 പ്രോട്ടോണുകൾക്ക് പുറമേ 18, 20 ($^{35}_{17}Cl$, $^{37}_{17}Cl$) ന്യൂട്രോണുകൾ വീതമുള്ള ക്ലോറിൻ ആറ്റങ്ങൾ എന്നിവ.

അന്തിമമായി ഐസോടോപ്പുകളെ സംബന്ധിച്ച് സൂചിപ്പിക്കാനുള്ള വളരെ പ്രധാനപ്പെട്ട ഒരു കാര്യം, ആറ്റങ്ങളുടെ *രാസഗുണങ്ങൾ നിയന്ത്രിക്കുന്നത് ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണമാണ് എന്നതാണ്. അവയെ നിർണയിക്കുന്നത് ന്യൂക്ലിയസ്സിലെ പ്രോട്ടോണുകളുടെ എണ്ണമാണ്.* ന്യൂക്ലിയസിലുള്ള ന്യൂട്രോണുകളുടെ എണ്ണത്തിനു ഒരു മൂലകത്തിന്റെ രാസ ഗുണങ്ങളിൽ സ്വാധീനം വളരെ കുറവാണ്. അതിനാൽ, ഒരു മൂലകത്തിന്റെ എല്ലാ ഐസോടോപ്പുകളും ഒരേ രാസസ്വഭാവം കാണിക്കുന്നു.

പ്രശ്നം 2.1

$^{80}_{35}Br$ ലെ പ്രോട്ടോണുകൾ, ന്യൂട്രോണുകൾ, ഇലക്ട്രോണുകൾ എന്നിവയുടെ എണ്ണം കണ്ടുപിടിക്കുക.

ഉത്തരം

$^{80}_{35}Br$, ൽ $Z = 35$, $A = 80$ ആറ്റം നിർവീര്യമായതിനാൽ
പ്രോട്ടോണുകളുടെ എണ്ണം = ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം = Z = 35.
ന്യൂട്രോണുകളുടെ എണ്ണം = 80 - 35 = 45, (സമവാക്യം 2.4)

പ്രശ്നം 2.2

ഒരു മൂലകത്തിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെയും പ്രോട്ടോണുകളുടെയും ന്യൂട്രോണുകളുടെയും എണ്ണം യഥാക്രമം 18, 16, 16 എന്നിങ്ങനെയാണ്. ഇതിന് അനുയോജ്യമായ ചിഹ്നം നൽകുക.

ഉത്തരം

ആറ്റോമികസംഖ്യ പ്രോട്ടോണുകളുടെ എണ്ണത്തിന് തുല്യമാണ് = 16.

മൂലകം സൾഫർ (S) ആണ്

ആറ്റത്തിന്റെ മാസ്സംഖ്യ = ന്യൂട്രോണുകളുടെ എണ്ണം + പ്രോട്ടോണുകളുടെ എണ്ണം = 16 + 16 = 32

പ്രോട്ടോണുകളുടെ എണ്ണം ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് തുല്യമല്ലെന്നതിനാൽ ഇത് നിർവീര്യമല്ല

ഒരു ആനയോൺ ആയ ഇതിന്റെ ചാർജ് അധികമായുള്ള ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് തുല്യമാണ് = 18 - 16 = 2. ഇതിന്റെ ചിഹ്നം $^{32}_{16}S^{2-}$ എന്നാണ്.

കുറിപ്പ്: $^{A}_{Z}X$ എന്ന സംജ്ഞ ഉപയോഗിക്കുന്നതിനു മുൻപായി ഈ സ്പീഷീസ് ഒരു നിർവീര്യആറ്റം, ഒരു കാറ്റയോൺ അല്ലെങ്കിൽ ആനയോൺ എന്നിവയിൽ ഏതാണെന്ന് കണ്ടുപിടിക്കുക. ഒരു നിർവീര്യ ആറ്റം ആണെങ്കിൽ, സമവാക്യം (2.3) സാധുവാണ്, അതായത് പ്രോട്ടോണുകളുടെ എണ്ണം = ഇലക്ട്രോണുകൾ = ആറ്റോമികസംഖ്യ. എന്നാലിത് അയോൺ ആണെങ്കിൽ, പ്രോട്ടോണുകളുടെ എണ്ണം ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണത്തെക്കാൾ കൂടുതലാണോ (കാറ്റയോൺ, ധനഅയോൺ) അല്ലെങ്കിൽ കുറവാണോ (ആനയോൺ, ഋണഅയോൺ) എന്ന് തിരുമാനിക്കുക. നിർവീര്യ ആറ്റമാണെങ്കിലും അയോണായാലും ന്യൂട്രോണുകളുടെ എണ്ണം എപ്പോഴും A-Z ആണ്.

2.2.5 റുഥർഫോർഡ് മാതൃകയുടെ ന്യൂനതകൾ

റുഥർഫോർഡ് ന്യൂക്ലിയർ ആറ്റം മാതൃക ഒരു ചെറിയ സൗരയൂഥം പോലെയാണ്. ഇതിൽ ന്യൂക്ലിയസ് ഭീമാകാരനായ സൂര്യനുമായും ഇലക്ട്രോണുകൾ ചെറിയ ഗ്രഹങ്ങളുമായും സാമ്യപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു.

സൗരയൂഥമാതൃകയിൽ ക്ലാസിക്കൽമെക്കാനിക്സ്* പ്രയോഗിക്കുമ്പോൾ, ഗ്രഹങ്ങൾ എങ്ങനെയാണു കൃത്യമായിനിർവചിക്കപ്പെട്ട പാതകളിൽ കൂടി സൂര്യനെ ചുറ്റിത്തിരിയുന്നതെന്നുമനസിലാക്കാം. ഗ്രഹങ്ങൾക്കിടയിലുള്ള ഗുരുത്വാകർഷണ ബലമാണ് $\left[G.\frac{m_1 m_2}{r^2}\right]$.

* ന്യൂട്ടന്റെ ചലനനിയമങ്ങളെ അടിസ്ഥാനമാക്കിയ ശാസ്ത്രസിദ്ധാന്തമാണ് ക്ലാസിക്കൽ മെക്കാനിക്സ്. സ്ഥൂലവസ്തുക്കളുടെ ചലനനിയമങ്ങളാണ് അതു വ്യക്തമാക്കുന്നത്.

ഇവിടെ m_1, m_2 മാസിനെയും, r, അവയ്ക്കിടയിലുള്ള ദൂരത്തെയും, G എന്നത് ഗുരുത്വാകർഷണസ്ഥിരാങ്കത്തെയും സൂചിപ്പിക്കുന്നു. ഈ സിദ്ധാന്തമുപയോഗിച്ച് ഗ്രഹപരിക്രമണപഥങ്ങൾ (ഓർബിറ്റുകൾ) കൃത്യമായും കണക്കാക്കാനും കഴിഞ്ഞു. അവ പരീക്ഷണങ്ങളിൽ നിന്നു കിട്ടിയ അളവുകളുമായി ഒത്തുപോകുകയും ചെയ്യുന്നു. സൗരയൂഥമാതൃകയും ന്യൂക്ലിയർ മാതൃകയും തമ്മിലുള്ള സാമ്യം, കൃത്യമായി നിർവചിക്കപ്പെട്ട ഓർബിറ്റുകളിൽ കൂടി ഇലക്ട്രോണുകൾ ന്യൂക്ലിയസിനെ ചുറ്റി സഞ്ചരിക്കുന്നുവെന്ന് സൂചിപ്പിക്കുന്നു. കൂടാതെ, ഇലക്ട്രോണിനും ന്യൂക്ലിയസിനും ഇടയിലുള്ള കൂളോംബികബലം (kq_1q_2/r^2 ഇവിടെ q_1, q_2 എന്നിവയാണ് ചാർജുകൾ, r-ചാർജുകൾക്കിടയിലുള്ള അകലം, k-അനുപാതസ്ഥിരാങ്കം) ഗണിതപരമായി ഗുരുത്വാകർഷണബലത്തിന് സമാനമാണ്. എന്നിരുന്നാലും, ഒരു ഓർബിറ്റിൽ കൂടി ഒരു വസ്തു സഞ്ചരിക്കുമ്പോൾ, അതിന് ത്വരണം (acceleration) സംഭവിക്കുന്നു (ഒരു വസ്തു ഓർബിറ്റിൽ കൂടി സ്ഥിരമായ വേഗതയിൽ സഞ്ചരിക്കുകയാണെങ്കിൽക്കൂടി, ദിശ മാറുന്നതുകൊണ്ട് അതിനു ത്വരണം സംഭവിക്കണം). അതുകൊണ്ട്, ന്യൂക്ലിയർ മാതൃകയിൽ, ഗ്രഹങ്ങളുടേതുപോലുള്ള ഓർബിറ്റിൽ കറങ്ങുന്ന ഒരു ഇലക്ട്രോണിനു ത്വരണമുണ്ട്. മാക്സ്‌വെല്ലിന്റെ വൈദ്യുതകാന്തിക സിദ്ധാന്തം അനുസരിച്ച്, ചാർജിതകണിക ത്വരണത്തിനു വിധേയമാകുമ്പോൾ വൈദ്യുതകാന്തിക വികിരണം പുറപ്പെടുവിക്കുന്നു. (ഗ്രഹങ്ങൾക്ക് ചാർജ് ഇല്ലാത്തതിനാൽ അവ ഈ സവിശേഷത പ്രകടിപ്പിക്കുന്നില്ല). അതിനാൽ, ഒരു ഓർബിറ്റിലുള്ള ഇലക്ട്രോൺ വികിരണം പുറപ്പെടുവിക്കും. വികിരണം വഹിക്കുന്ന ഊർജം ഇലക്ട്രോണിന്റെ ചലനത്തിൽ നിന്നാണ് ഉണ്ടാകുന്നത്. അതിന്റെ ഫലമായി ഭ്രമണപഥം തുടർച്ചയായി ചുരുങ്ങുന്നു. കണക്കുകൂട്ടലുകൾ സൂചിപ്പിക്കുന്നത് 10^{-8} സെക്കന്റിൽ ഒരു ഇലക്ട്രോൺ സർപ്പിളമായി (spiral) സഞ്ചരിച്ച് ന്യൂക്ലിയസിൽ വീഴുമെന്നാണ്. എന്നാൽ ഇത് സംഭവിക്കുന്നില്ല. ആയതിനാൽ, റുഥർഫോഡ് മാതൃകയ്ക്ക് ആറ്റത്തിന്റെ സ്ഥിരതയെ വിശദീകരിക്കാനാകുന്നില്ല. ഒരു ഇലക്ട്രോണിന്റെ ചലനത്തെ ക്ലാസിക്കൽ മെക്കാനിക്സിന്റെയും വൈദ്യുതകാന്തിക സിദ്ധാന്തത്തിന്റെയും അടിസ്ഥാനത്തിൽ വിശദീകരിച്ചാൽ, നിങ്ങൾ ചോദിച്ചേക്കാം ആറ്റങ്ങളുടെ അസ്ഥിരതക്ക് കാരണം ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ഓർബിറ്റിൽ കൂടിയുള്ള ചലനമാണെങ്കിൽ, ഇലക്ട്രോണുകൾ ന്യൂക്ലിയസ്സിനു ചുറ്റും സ്ഥിരമായിരിക്കുന്നു എന്ന് പരിഗണിച്ചു കൂടെയെന്ന്. ഇലക്ട്രോണുകൾ നിശ്ചലമായിരുന്നെങ്കിൽ, സാന്ദ്രന്യൂക്ലിയസും ഇലക്ട്രോണുകളും തമ്മിലുള്ള സ്ഥിരവൈദ്യുതാകർഷണം, ഇലക്ട്രോണുകളെ ന്യൂക്ലിയസിലേക്ക് വലിച്ചെടുക്കുകയും അത് തോംസൺ ആറ്റം മാതൃകയുടെ ഒരു ചെറിയ പ്രതിരൂപമായി മാറുകയും ചെയ്യും.

റുഥർഫോർഡ് മാതൃകയുടെ മറ്റൊരു ഗുരുതരമായ പോരായ്മയാണ്, ആറ്റങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോണിക ഘടനയെക്കുറിച്ച് ഒന്നും പറയുന്നില്ല എന്നത്. അതായത് ഇലക്ട്രോണുകൾ ന്യൂക്ലിയസിനു ചുറ്റും എങ്ങനെയാണ് വിന്യസിച്ചിരിക്കുന്നത്, ഈ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ഊർജം എന്താണ് എന്നിവ.

2.3 ബോർ ആറ്റം മാതൃകയിലേക്കുള്ള വികാസം

മുൻകാലങ്ങളിൽ നടത്തപ്പെട്ടിട്ടുള്ള ദ്രവ്യവും വികിരണങ്ങളും തമ്മിലുള്ള പ്രതിപ്രവർത്തനപഠനങ്ങളിൽ നിന്നും കണ്ടെത്തിയ ഫലങ്ങൾ ആറ്റങ്ങളുടെയും തന്മാത്രകളുടെയും ഘടന രൂപപ്പെടുത്തുന്നതിന് സഹായകമായ വിവരങ്ങൾ നൽകിയിട്ടുണ്ട്. റുഥർഫോർഡ് മുന്നോട്ടുവെച്ച മാതൃക മെച്ചപ്പെടുത്തുന്നതിനായി ഈ ഫലങ്ങൾ നീൽസ് ബോർ ഉപയോഗപ്പെടുത്തി. ബോറിന്റെ ആറ്റം മാതൃകാരൂപീകരണത്തിൽ പ്രധാന പങ്ക് വഹിച്ച രണ്ടു സംഭവവികാസങ്ങൾ താഴെ പറയുന്നവയാണ്.

(i) വൈദ്യുതകാന്തിക വികിരണത്തിന്റെ ദ്വൈത സ്വഭാവം, അതായത് വികിരണങ്ങൾക്ക് തരംഗ സ്വഭാവവും കണികാസ്വഭാവവും ഉണ്ടെന്നുള്ളതും.

(ii) അറ്റോമിക സ്പെക്ട്രത്തെക്കുറിച്ചുള്ള പരീക്ഷണ ഫലങ്ങൾ.

ആദ്യമായി വൈദ്യുതകാന്തികതരംഗങ്ങളുടെ ദ്വൈത സ്വഭാവത്തെക്കുറിച്ചും ചർച്ച ചെയ്യാം. അറ്റോമിക സ്പെക്ട്രയെക്കുറിച്ചുള്ള പരീക്ഷണ ഫലങ്ങൾ ഭാഗം 2.4 ൽ ചർച്ച ചെയ്യാം.

2.3.1 വൈദ്യുതകാന്തിക വികിരണത്തിന്റെ തരംഗസ്വഭാവം

പത്തൊമ്പതാം നൂറ്റാണ്ടിന്റെ മധ്യത്തോടെ താപീയ വസ്തുക്കളിലെ ആഗിരണ ഉത്സർജന വികിരണങ്ങളെക്കുറിച്ച് ഭൗതിക ശാസ്ത്രജ്ഞർ കാര്യമായി പഠിച്ചു. ഇവയെ താപീയ വികിരണങ്ങൾ എന്നുവിളിച്ചു. താപീയ വികിരണങ്ങൾ എന്തിനാൽ നിർമിതമാണെന്ന് കണ്ടെത്താൻ അവർ ശ്രമിച്ചു. താപീയ വികിരണങ്ങളിലുള്ളത് വിവിധതരം ആവൃത്തിയും തരംഗദൈർഘ്യവുമുള്ള വൈദ്യുതകാന്തിക തരംഗങ്ങളാണെന്നത് ഇപ്പോൾ നന്നായി അറിയാവുന്ന വസ്തുതയാണ്. പത്തൊൻപതാം നൂറ്റാണ്ടിന്റെ മധ്യത്തിൽ അജ്ഞാതമായിരുന്ന ചില ആധുനിക ആശയങ്ങളാണ് ഇതിനടി

സാധനം. താപീയ വികിരണ നിയമങ്ങളെക്കുറിച്ച് കാര്യക്ഷമമായ പഠനം ആദ്യമായി നടന്നത് 1850-ലാണ്. വൈദ്യുതകാന്തിക തരംഗസിദ്ധാന്തവും ത്വരിതചാർജിത കണങ്ങളിൽ നിന്നുള്ള ഇത്തരം വികിരണങ്ങളുടെ ഉൽസർജനതത്വവും 1870-കളുടെ ആരംഭത്തിൽ ജയിംസ് ക്ലാർക്ക് മാക്സ്‌വെൽ ആണ് വികസിപ്പിച്ചത്. പിന്നീട് ഹെൻട്രിച്ച് ഹെഴ്സ് ഇതിനെ പരീക്ഷണത്തിലൂടെ സ്ഥിരീകരിച്ചു. ഇവിടെ നമുക്ക് വൈദ്യുതകാന്തിക വികിരണങ്ങളെക്കുറിച്ചുള്ള ചില വസ്തുതകൾ പഠിക്കാം.

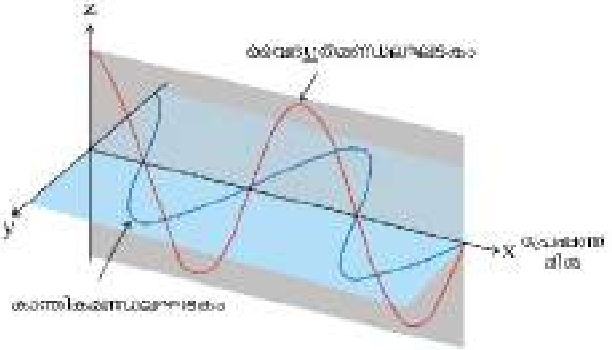
ചാർജുള്ള വസ്തുക്കളും വൈദ്യുതകാന്തിക ക്ഷേത്രങ്ങളുടെ സ്വഭാവവും തമ്മിൽ സ്ഥൂലതലത്തിലുള്ള പരസ്പരപ്രക്രിയയെക്കുറിച്ച് സമഗ്രമായ വിശദീകരണം ആദ്യമായി നൽകിയത് ജെയിംസ് മാക്സ്‌വെൽ (1870) ആണ്. വൈദ്യുതചാർജുള്ള കണികകൾ ത്വരണത്തോടുകൂടി ചലിക്കുമ്പോൾ, ഇടവിട്ടുള്ള വൈദ്യുത, കാന്തിക മണ്ഡലങ്ങൾ നിർമിക്കപ്പെടുകയും പ്രസരിക്കപ്പെടുകയും ചെയ്യുമെന്നും അദ്ദേഹം ചൂണ്ടിക്കാട്ടി. ഈ മണ്ഡലങ്ങൾ **വൈദ്യുത കാന്തികതരംഗങ്ങൾ (electro magnetic waves) അല്ലെങ്കിൽ വൈദ്യുത കാന്തിക വികിരണങ്ങൾ** എന്നറിയപ്പെടുന്ന തരംഗങ്ങളുടെ രൂപങ്ങളിൽ പ്രേഷണം ചെയ്യുന്നു.

പ്രാചീന കാലം മുതലേ അറിയപ്പെടുന്ന വികിരണരൂപമാണ് പ്രകാശം. ഇതിന്റെ സ്വഭാവത്തെക്കുറിച്ചുള്ള അനുമാനങ്ങൾ ചരിത്രാതീതകാലം മുതൽ തുടങ്ങിയതാണ്. ആദ്യകാലങ്ങളിൽ (ന്യൂട്ടൺ) പ്രകാശം കണങ്ങളാൽ (corpuscles) നിർമിക്കപ്പെട്ടതാണ് എന്ന് അനുമാനിച്ചിരുന്നു. പ്രകാശത്തിന്റെ തരംഗസ്വഭാവം സ്ഥാപിക്കപ്പെട്ടത് പത്തൊൻപതാം നൂറ്റാണ്ടിൽ മാത്രമാണ്.

പ്രകാശതരംഗങ്ങൾ ദോലനം (oscillation) ചെയ്യുന്ന വൈദ്യുതകാന്തികസ്വഭാവമുള്ളതാണെന്ന് ആദ്യമായി വെളിപ്പെടുത്തിയതും മാക്സ്‌വെൽ ആണ് (ചിത്രം 2.6). വൈദ്യുതകാന്തികതരംഗചലനം സങ്കീർണസ്വഭാവമുള്ളതാണെങ്കിലും ചില ലളിതമായ സവിശേഷതകൾ മാത്രം പരിഗണിക്കാം.

(i) ദോലനം ചെയ്യുന്ന ചാർജിതകണങ്ങൾ ഉൽപാദിപ്പിക്കുന്ന വൈദ്യുതകാന്തികക്ഷേത്രങ്ങൾ പരസ്പരലംബമായിരിക്കും. കൂടാതെ അവ ഓരോന്നും തരംഗ പ്രേഷണദിശക്ക് ലംബവുമായിരിക്കും. വൈദ്യുതകാന്തികതരംഗങ്ങളുടെ ലളിതമായ ചിത്രം 2.6 ൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്നു.

(ii) ശബ്ദതരംഗങ്ങളിൽനിന്ന് അല്ലെങ്കിൽ ജല തരംഗങ്ങളിൽ നിന്ന് വ്യത്യസ്തമായി, വൈദ്യുതകാന്തിക



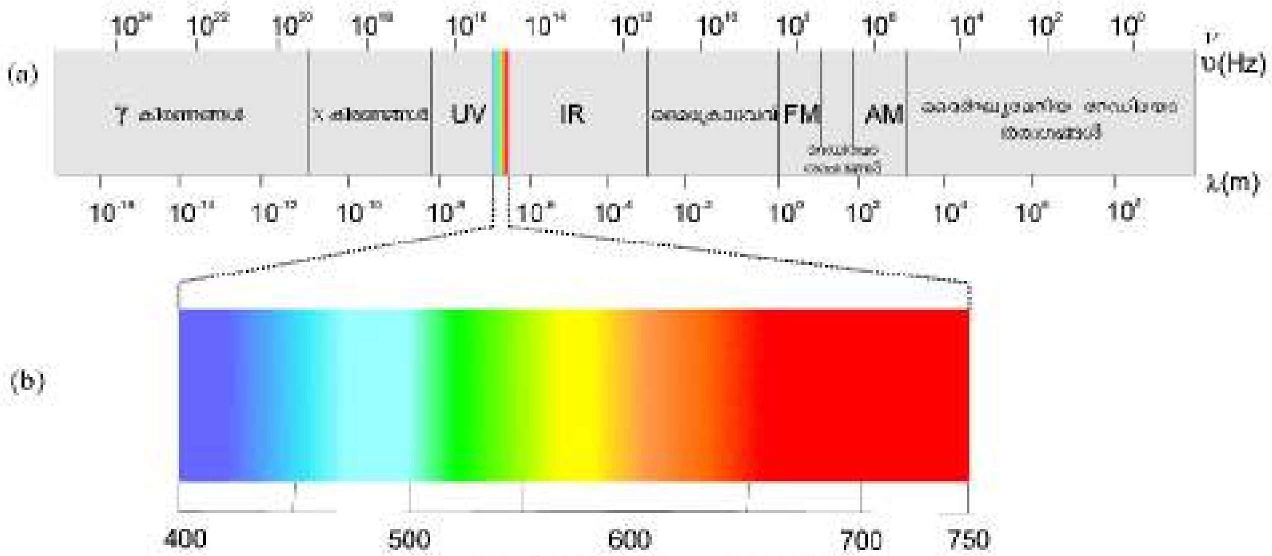
ചിത്രം 2.6 ഒരു വൈദ്യുതകാന്തികതരംഗത്തിന്റെ വൈദ്യുത കാന്തികക്ഷേത്രഘടകങ്ങൾ. ഈ ഘടകങ്ങൾക്ക് ഒരേ തരംഗദൈർഘ്യവും, ആവൃത്തിയും, വേഗതയും, ആയതിയും ഉണ്ട്. എന്നാൽ അവ പരസ്പരലംബമായ തലങ്ങളിൽ സ്പന്ദിക്കുന്നു.

തരംഗങ്ങൾക്ക് സഞ്ചരിക്കാൻ മാധ്യമം ആവശ്യമില്ല. അവയ്ക്ക് ശൂന്യതയിൽക്കൂടി സഞ്ചരിക്കാനാകും.

(iii) നാനാതരം വൈദ്യുതകാന്തിക വികിരണങ്ങളുണ്ടെന്നും, തരംഗദൈർഘ്യത്തിൽ (അല്ലെങ്കിൽ ആവൃത്തിയിൽ) അവ തമ്മിൽ വ്യത്യാസമുണ്ടെന്നും ഇപ്പോൾ വ്യക്തമായിട്ടുണ്ട്. ഇവ **വൈദ്യുതകാന്തിക സ്പെക്ട്രം** (ചിത്രം 2.7) എന്നറിയപ്പെടുന്നു. സ്പെക്ട്രത്തിന്റെ വിവിധ മേഖലകൾ വ്യത്യസ്ത പേരുകളാൽ അറിയപ്പെടുന്നു. ചില ഉദാഹരണങ്ങൾ: റേഡിയോ ആവൃത്തി മേഖല 10^{6} Hz പ്രക്ഷേപണം ചെയ്യുന്നതിന് ഉപയോഗിക്കുന്നു. മൈക്രോവേവ് മേഖലയായ 10^{10} Hz റഡാറിൽ ഉപയോഗിക്കുന്നു; ഇൻഫ്രാറെഡ് മേഖലയായ 10^{13} Hz ചൂടാക്കാനുപയോഗിക്കുന്നു. അൾട്രാവയലറ്റ് മേഖല 10^{16} Hz സൗരവികിരണത്തിന്റെ ഘടകഭാഗമാണ്. 10^{15} Hz ൽ വരുന്ന ചെറിയ ഭാഗം സാധാരണ **ദൃശ്യപ്രകാശം** എന്നറിയപ്പെടുന്നു. നമ്മുടെ കണ്ണുകൾക്ക് കാണാൻ സാധിക്കുന്നത് ഈ ഭാഗം മാത്രമാണ്. അദൃശ്യമായ വികിരണം കണ്ടെത്താനായി പ്രത്യേക ഉപകരണങ്ങൾ ആവശ്യമാണ്.

(iv) വൈദ്യുതകാന്തികവികിരണം വിവിധതരം യൂണിറ്റുകൾ ഉപയോഗിച്ച് അവതരിപ്പിക്കാം.

ഈ വികിരണങ്ങളുടെ സ്വഭാവസവിശേഷതകളാണ്, ആവൃത്തി (ν) തരംഗദൈർഘ്യം (λ) എന്നിവ. ആവൃത്തി (ν) യുടെ S.I. ഏകകം ഹെൻട്രിച്ച് ഹെഴ്സിന്റെ ഓർമയ്ക്കായി ഹെഴ്സ് (Hz, s^{-1}), ആണ്.



തരംഗദൈർഘ്യം λ (നാനോമീറ്ററിൽ)

ചിത്രം 2.7 (a) വിദ്യുത്കാന്തികവികിരണങ്ങളുടെ സ്പെക്ട്രം (b) ദൃശ്യപ്രകാശ സ്പെക്ട്രം. ദൃശ്യപ്രകാശമേഖല സ്പെക്ട്രത്തിന്റെ ഒരു ചെറിയ ഭാഗം മാത്രമാണ്.

ഒരു സെക്കന്റിൽ ഒരു ബിന്ദുവിൽ കൂടി കടന്നുപോകുന്ന തരംഗങ്ങളുടെ എണ്ണം എന്ന് ഇത് നിർവചിച്ചിരിക്കുന്നു.

തരംഗദൈർഘ്യത്തിനു നീളത്തിന്റെ ഏകകങ്ങൾ ഉണ്ടായിരിക്കണം. നീളത്തിന്റെ ഏകകം മീറ്റർ (m) ആണെന്ന് നിങ്ങൾക്കറിയാം. വൈദ്യുതകാന്തിക വികിരണം വളരെ ചെറിയ തരംഗദൈർഘ്യങ്ങളുള്ള പല തരം തരംഗങ്ങൾ ഉൾക്കൊള്ളുന്നതിനാൽ ചെറിയ ഏകകങ്ങൾ കൂടി ഉപയോഗിക്കുന്നു. തരംഗദൈർഘ്യങ്ങളിലും ആവൃത്തികളിലും പരസ്പരം വ്യത്യാസപ്പെട്ടിരിക്കുന്ന വിവിധതരം വൈദ്യുതകാന്തിക വികിരണങ്ങൾ ചിത്രം 2.7 ൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്നു.

പ്രശ്നം 2.3

ഓൾ ഇന്ത്യാ റേഡിയോ, ഡൽഹി വിവിധ്ഭാരതി സ്റ്റേഷൻ 1,368 kHz (കിലോഹെർട്സ്) ആവൃത്തിയിലാണ് പ്രക്ഷേപണം ചെയ്യുന്നത്. ട്രാൻസ്മിറ്റർ പുറപ്പെടുവിക്കുന്ന വൈദ്യുതകാന്തികവികിരണത്തിന്റെ തരംഗദൈർഘ്യം കണക്കാക്കുക. വിദ്യുത്കാന്തിക സ്പെക്ട്രത്തിന്റെ ഏത് മേഖലയിലാണ് ഇത് കാണപ്പെടുന്നത്?

ഉത്തരം

തരംഗദൈർഘ്യം λ, c/ν യ്ക്ക് തുല്യമാണ്, ഇവിടെ c വൈദ്യുതകാന്തിക വികിരണത്തിന്റെ ശൂന്യതയിലെ വേഗതയും ν ആവൃത്തിയുമാണ്. തന്നിരിക്കുന്ന മൂല്യങ്ങൾ നൽകുമ്പോൾ

$$\lambda = \frac{c}{\nu}$$

$$= \frac{3.00 \times 10^{8}\ \text{m s}^{-1}}{1368\ \text{kHz}}$$

$$= \frac{3.00 \times 10^{8}\ \text{m s}^{-1}}{1368 \times 10^{3}\ \text{s}^{-1}}$$

$$= 219.3\ \text{m}$$

ഇത് റേഡിയോതരംഗത്തിന്റെ തരംഗദൈർഘ്യം ആണ്.

പ്രശ്നം 2.4

ദൃശ്യപ്രകാശവർണരാജിയുടെ തരംഗദൈർഘ്യം വയലറ്റ് (400 nm) മുതൽ ചുവപ്പ് (750 nm) വരെ നീളുന്നു. ഈ തരംഗദൈർഘ്യങ്ങളുടെ ആവൃത്തി (Hz) കണ്ടുപിടിക്കുക. ($1\,nm = 10^{-9} m$)

ഉത്തരം

സമവാക്യം 2.5 പ്രകാരം വയലറ്റ് പ്രകാശത്തിന്റെ ആവൃത്തി

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

$$= 7.50 \times 10^{14}\ \text{Hz}$$

ചുവപ്പ് പ്രകാശത്തിന്റെ ആവൃത്തി

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

ദൃശ്യപ്രകാശ സ്പെക്ട്രത്തിന്റെ ആവൃത്തി പരിധി 4.0×10^{14} മുതൽ 7.5×10^{14} Hz വരെയാണ്

പ്രശ്നം 2.5

5800 Å തരംഗദൈർഘ്യമുള്ള മഞ്ഞവികിരണത്തിന്റെ (a) തരംഗസംഖ്യ (b) തരംഗദൈർഘ്യം എന്നിവ കണക്കാക്കുക.

ഉത്തരം

(a) തരംഗസംഖ്യ ($\bar{\nu}$)

$$\lambda = 5800 \text{Å} = 5800 \times 10^{-8} \text{ cm}$$
$$= 5800 \times 10^{-10} \text{ m}$$
$$\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} = \frac{1}{5800 \times 10^{-10} \text{ m}}$$
$$= 1.724 \times 10^{6} \text{ m}^{-1}$$
$$= 1.724 \times 10^{4} \text{ cm}^{-1}$$

(b) ആവൃത്തി

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \times 10^{8} \text{ m s}^{-1}}{5800 \times 10^{-10} \text{ m}} = 5.172 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

വിവിധ തരംഗദൈർഘ്യമുള്ള വൈദ്യുതകാന്തിക വികിരണങ്ങളെല്ലാം ശൂന്യതയിൽ ഒരേ വേഗതയിൽ സഞ്ചരിക്കുന്നു. അത്, 3.0×10^{8} m s^{-1} (കൃത്യമായി പറഞ്ഞാൽ 2.997925×10^{8} m s^{-1}) ആണ്. ഇത് പ്രകാശത്തിന്റെ വേഗത എന്നറിയപ്പെടുന്നു. അതിന് 'c' എന്ന ചിഹ്നം നൽകിയിരിക്കുന്നു. ആവൃത്തി (ν), തരംഗദൈർഘ്യം (λ), പ്രകാശവേഗത (c) എന്നിവ തമ്മിലുള്ള ബന്ധം കാണിക്കുന്ന സമവാക്യമാണ്

$$c = \nu \lambda \qquad (2.5)$$

സാധാരണയായി ഉപയോഗിക്കുന്ന, പ്രത്യേകിച്ചും സ്പെക്ട്രോസ്കോപിയിൽ, മറ്റൊരു അളവാണ് തരംഗസംഖ്യ ($\bar{\nu}$). ഒരു യൂണിറ്റ് നീളത്തിലുള്ള തരംഗദൈർഘ്യങ്ങളുടെ എണ്ണം ആയി ഇത് നിർവചിക്കുന്നു. ഇതിന്റെ ഏകകങ്ങൾ തരംഗദൈർഘ്യ ഏകകങ്ങളുടെ വ്യുൽക്രമമാണ്, അതായത്, m^{-1}. എന്നിരുന്നാലും സാധാരണയായി ഉപയോഗിക്കുന്ന ഏകകം cm^{-1} ആണ് (S.I. ഏകകം അല്ല).

2.3.2 വിദ്യുത്കാന്തികവികിരണത്തിന്റെ കണികാസ്വഭാവം: പ്ലാങ്കിന്റെ ക്വാണ്ടം സിദ്ധാന്തം

വിഭംഗനം* (diffraction), വ്യതികരണം** (interference) എന്നിവ പോലുള്ള പരീക്ഷണാധിഷ്ഠിതപ്രതിഭാസങ്ങൾ വിദ്യുത്കാന്തികവികിരണത്തിന്റെ തരംഗസ്വഭാവം കൊണ്ട് വിശദീകരിക്കാൻ കഴിയും. എന്നാൽ 19-ാം നൂറ്റാണ്ടിൽ ഭൗതികശാസ്ത്രശാഖയിലുണ്ടായ വൈദ്യുതകാന്തികസിദ്ധാന്തം (ക്ലാസിക്കൽ ഫിസിക്സ് എന്ന് അറിയപ്പെടുന്നു) ഉപയോഗിച്ച് വിശദീകരിക്കാൻ കഴിയാതിരുന്ന ചില നിരീക്ഷണങ്ങൾ താഴെ പറയുന്നു.

(i) ചൂടുള്ള വസ്തുക്കളിൽ (ശ്യാമവസ്തുവികിരണം) (black body radiation) നിന്ന് വികിരണം പുറപ്പെടുന്ന സ്വഭാവം.

(ii) വികിരണം പതിക്കുമ്പോൾ ലോഹഉപരിതലത്തിൽ നിന്ന് ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉൽപാദിപ്പിക്കുന്നത് (പ്രകാശവൈദ്യുതപ്രഭാവം),

(iii) താപനിലയനുസരിച്ച് ഖരവസ്തുക്കളുടെ താപധാരിത (heat capacity) യിലുള്ള വ്യതിയാനം.

(iv) ആറ്റങ്ങളുടെ, വിശിഷ്യ ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിന്റെ രേഖാസ്പെക്ട്രം.

ഈ പ്രതിഭാസങ്ങൾ സൂചിപ്പിക്കുന്നത് വ്യൂഹത്തിന് ചില പ്രത്യേക അളവുകളിൽ മാത്രമാണ് ഊർജം ആഗിരണം ചെയ്യാനാകുന്നത് എന്നാണ്. അതായത് സാധ്യമായ ഊർജം മുഴുവൻ ആഗിരണം ചെയ്യാനോ വികിരണം ചെയ്യാനോ സാധ്യമല്ല.

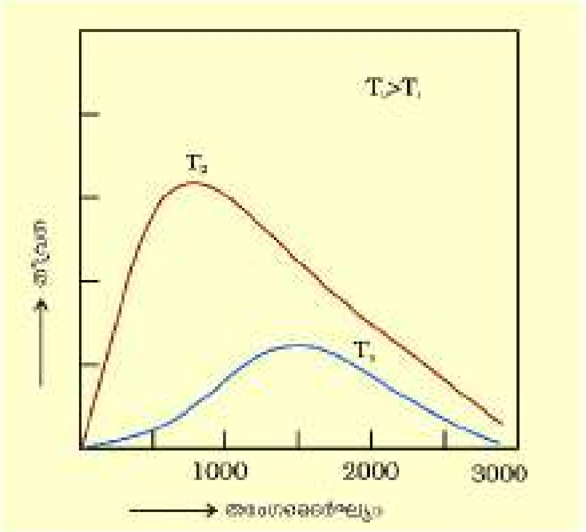
മുകളിൽ സൂചിപ്പിക്കപ്പെട്ട, ശ്യാമവസ്തു വികിരണത്തെക്കുറിച്ച മൂർത്തമായ വിശദീകരണം ആദ്യമായി നൽകിയത് 1900 - ൽ മാക്സ് പ്ലാങ്ക് ആണ്. ആദ്യമായി, എന്താണ് ഈ പ്രതിഭാസമെന്ന് മനസ്സിലാക്കാൻ നമുക്ക് ശ്രമിക്കാം.

താപീയ വസ്തുക്കൾ വിശാലപരിധിയിൽ തരംഗദൈർഘ്യങ്ങളുള്ള വൈദ്യുത കാന്തിക തരംഗങ്ങൾ പുറപ്പെടുവിക്കുന്നു. ഉയർന്ന താപനിലകളിൽ വികിരണത്തിന്റെ സിംഹഭാഗവും സ്പെക്ട്രത്തിന്റെ ദൃശ്യപരിധി മേഖലയിലായിരിക്കും. എന്നാൽ താപനില വർധിക്കുന്നതിനനുസരിച്ച് കുറഞ്ഞ തരംഗദൈർഘ്യമുള്ള വികിരണം (നീല പ്രകാശം) സൃഷ്ടിക്കപ്പെടുന്നു. ഉദാഹരണമായി ഒരു ഇരുമ്പ് ദണ്ഡ് ചൂളയിൽ ചൂടാക്കുമ്പോൾ ആദ്യം അത് ഇരുണ്ട ചുവപ്പിലേക്ക് മാറുന്നു. തുടർന്ന് താപനില വർധിക്കുന്നതിനനുസരിച്ച് കൂടുതൽ ചുവപ്പ് ആകുന്നു. എന്നാൽ വീണ്ടും ചൂടാക്കുമ്പോൾ വെളുത്ത

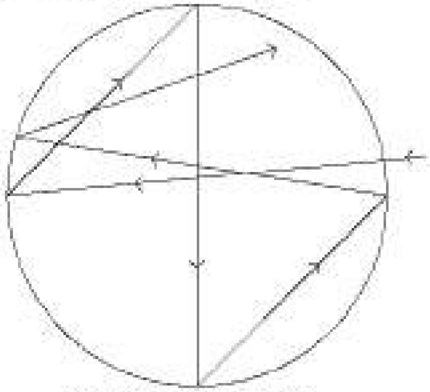
* പ്രതിബന്ധം സൃഷ്ടിക്കുന്ന ഒരു വസ്തുവിനെ ചുറ്റി തരംഗം വളയുന്നതാണ് വിഭംഗനം.

** ഒരു ആവൃത്തിയോ വ്യത്യസ്ത ആവൃത്തികളോ ഉള്ള രണ്ടു തരംഗങ്ങൾ, അവയുടെ ഓരോ ബിന്ദുവിലുമുള്ള വിക്ഷോഭ (disturbance) ത്തിന്റെ ബീജീയ അഥവാ സദിശരൂപ (algebraic or vector sum) ത്രിമാനതലത്തിലെ ഓരോ ബിന്ദുവിലും വിന്യസിക്കുന്ന രീതിയിൽ, സംയോജിച്ച് ഒരു പുതിയ തരംഗം ഉണ്ടാവുന്നതാണ് വ്യതികരണം.

നിറമാകുകയും തുടർന്ന് താപനില വളരെയധികം വർദ്ധിക്കുമ്പോൾ നീലനിറമാകുകയും ചെയ്യുന്നു. ഇതിനർത്ഥം താപീയ വസ്തു പുറപ്പെടുവിക്കുന്ന വ്യത്യസ്ത തരംഗദൈർഘ്യങ്ങളുള്ള വികിരണങ്ങളുടെ തീവ്രത അതിന്റെ താപനിലയെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നുവെന്നാണ്. 1850 അവസാനത്തോടെ വ്യത്യസ്ത പദാർഥങ്ങൾകൊണ്ട് നിർമിക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്ന വസ്തുക്കൾക്ക് വിവിധ താപനിലകളിൽ വ്യത്യസ്ത അളവിലുള്ള വികിരണങ്ങൾ പുറത്തുവിടാനാകുമെന്ന് മനസ്സിലായി. മാത്രമല്ല ഒരു പദാർഥത്തിന്റെ ഉപരിതലത്തിലേക്ക് പ്രകാശം പതിപ്പിച്ചാൽ (വൈദ്യുതകാന്തിക വികിരണം) വികിരണോർജത്തിന്റെ ഒരു ഭാഗം സാധാരണയായി അതേ രൂപത്തിൽ പ്രതിഫലിക്കപ്പെടുകയും, ഒരു ഭാഗം ആഗിരണം ചെയ്യപ്പെടുകയും അതിലൊരു ഭാഗം ഉത്സർജിക്കപ്പെടുകയും ചെയ്യുന്നു. ഇതിനു കാരണം സാധാരണ വസ്തുക്കൾ വികിരണത്തിന്റെ അപൂർണ സ്വീകാരികളാണെന്നതാണ്. *ഒരു ആദർശ വസ്തു എല്ലാ ആവർത്തിയിലുമുള്ള വികിരണങ്ങളെ ഒരുപോലെ ആഗിരണം ചെയ്യുകയും ഉത്സർജനം ചെയ്യുകയുമാണെങ്കിൽ അത്തരം വസ്തുവിനെ ശ്യാമവസ്തുവെന്നും ഉത്സർജന വികിരണത്തെ ശ്യാമവസ്തു വികിരണമെന്നും വിളിക്കുന്നു.* പ്രായോഗികമായി അത്തരം ഒരു വസ്തു നിലനിൽക്കുന്നില്ല. കാർബൺ ബ്ലാക്ക് ഒരു ഏകദേശ ശ്യാമവസ്തു ആണെന്ന് പറയാം. ഒരു ചെറിയ സുഷിരത്തിനാൽ മാത്രം തുറവുള്ള ഒരു ശൂന്യസ്ഥലത്തെ ശ്യാമവസ്തുവിന്റെ ഒരു മികച്ച ഭൗതിക സങ്കല്പനമായി പരിഗണിക്കാം. ഈ സുഷിരത്തിൽകൂടി ഉള്ളിലേക്ക് പ്രവേശിക്കുന്ന ഏതൊരു വികിരണവും ശൂന്യതയ്ക്കുള്ളിലെ ചുമരുകളാൽ പ്രതിഫലിക്കപ്പെടുകയും ആത്യന്തികമായി ആഗിരണം ചെയ്യപ്പെടുകയും ചെയ്യുന്നു. ഒരു ശ്യാമവസ്തു വികിരണോർജത്തിന്റെ പൂർണ ഉത്സർജനകാരിയാണ്. മാത്രമല്ല അതു ചുറ്റുപാടുമായി താപീയ സംതുലനത്തിലുമായിരിക്കും. കൂടാതെ ഇതിന്റെ യൂണിറ്റ് പരപ്പളവിൽ ഏതൊരു സമയത്തും ആഗിരണം ചെയ്യപ്പെടുന്ന അളവ് വികിരണോർജം അതേ അളവിൽ ഉത്സർജിക്കപ്പെടുകയും ചെയ്യുന്നു. ഒരു ശ്യാമവസ്തുവിൽനിന്ന് പുറത്തുവിടുന്ന വികിരണത്തിന്റെ കൃത്യമായ ആവൃത്തി വിതരണം (അതായത്, വികിരണത്തിന്റെ തീവ്രതയും ആവൃത്തിയും തമ്മിലുള്ള ഗ്രാഫ്) ശ്യാമവസ്തുവിന്റെ താപനിലയെ മാത്രമേ ആശ്രയിക്കുന്നുള്ളൂ. ഒരു നിശ്ചിത താപനിലയിൽ, ഉത്സർജിക്കുന്ന വികിരണത്തിന്റെ തീവ്രത തരംഗദൈർഘ്യം കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് വർധിക്കുകയും, ഒരു നിശ്ചിത തരംഗദൈർഘ്യത്തിൽ പരമാവധി മൂല്യം എത്തുകയും തുടർന്ന് തരംഗദൈർഘ്യം കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് തീവ്രത കുറയുകയും ചെയ്യുന്നു. ചിത്രം 2.8 ൽ ഇത് കാണിച്ചിരിക്കുന്നു.



ചിത്രം 2.8 തരംഗദൈർഘ്യ - തീവ്രതാ ബന്ധം



ചിത്രം 2.8(a) ശ്യാമവസ്തു

പ്രകാശത്തിന്റെ തരംഗസിദ്ധാന്തത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ മേൽപ്പറഞ്ഞ പരീക്ഷണഫലങ്ങൾ തൃപ്തികരമായി വിശദീകരിക്കാനായില്ല. ആറ്റങ്ങളും തന്മാത്രകളും ഊർജം പുറംതള്ളുന്നത് അല്ലെങ്കിൽ ആഗിരണം ചെയ്യുന്നത്, അക്കാലത്ത് കരുതിയിരുന്നതുപോലെ തുടർച്ച (continuous) മായല്ല, മറിച്ച് വിവിക്ത (discrete) അളവുകളിലാണ് എന്ന് പ്ലാങ്ക് നിർദേശിച്ചു . വൈദ്യുതകാന്തികവികിരണത്തിന്റെ രൂപത്തിൽ ആഗിരണം ചെയ്യാനോ ഉത്സർജിക്കാനോ കഴിയുന്ന ഏറ്റവും ചെറിയ അളവിലുള്ള ഊർജത്തിന് പ്ലാങ്ക്, ക്വാണ്ടം എന്ന പേര് നൽകി. ഒരു ക്വാണ്ടം ഊർജം (E) ആവൃത്തിക്ക് (ν) നേർ അനുപാതത്തിലാണ്. അത് സൂചിപ്പിക്കുന്ന സമവാക്യമാണ് (2.6).

$$E = h\nu \qquad (2.6)$$

അനുപാതസ്ഥിരാങ്കം, 'h' പ്ലാങ്ക്സ്ഥിരാങ്കം എന്ന് അറിയപ്പെടുന്നു. അതിന്റെ മൂല്യം 6.626×10^{-34} J s ആണ്. ഈ സിദ്ധാന്തം ഉപയോഗിച്ച് ശ്യാമവസ്തുവിൽ നിന്നുള്ള വിവിധ താപനിലകളിലുള്ള വികിരണത്തിന്റെ

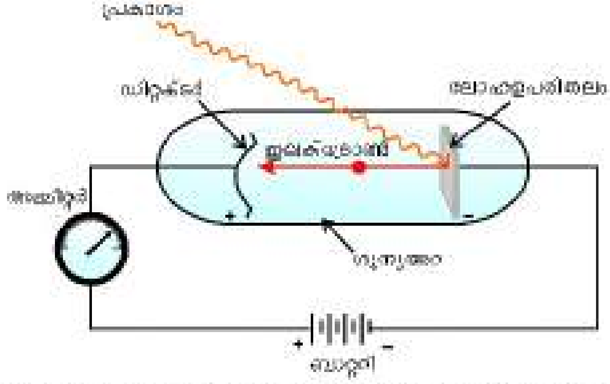
തീവ്രത ആവൃത്തി അല്ലെങ്കിൽ തരംഗ ദൈർഘ്യത്തിന്റെ ഫലനമായി വിശദീകരിക്കാൻ പ്ലാങ്കിനു കഴിഞ്ഞു.

ക്വാണ്ടീകരണത്തെ ഒരു കോണിപ്പടിയിൽ നിൽക്കുന്നതുമായി താരതമ്യം ചെയ്യാം. ഒരു വ്യക്തിക്ക് കോണിപ്പടിയുടെ ഏതൊരു പടിയിലും നിൽക്കാനാകും. എന്നാൽ അവന്/അവൾക്ക് പടികൾക്കിടയിൽ നിൽക്കാനാകില്ല. ഇതുപോലെ ഊർജത്തിന് ചുവടെ നൽകിയിരിക്കുന്ന ഏത് മൂല്യവും സാധ്യമാണ്. എന്നാൽ ഇതിനിടയിലുള്ള മൂല്യങ്ങൾ സാധ്യമല്ല.

$$E = 0, h\upsilon, 2h\upsilon, 3h\upsilon \ldots nh\upsilon \ldots$$

പ്രകാശവൈദ്യുതപ്രഭാവം (Photoelectric effect)

1887 ൽ H. ഹെർട്സ് വളരെ രസകരമായ ഒരു പരീക്ഷണം നടത്തി. ഏതാനും ചില ലോഹങ്ങളിൽ (ഉദാഹരണത്തിന്: പൊട്ടാസ്യം, റൂബിഡിയം, സീസിയം തുടങ്ങിയവ) പ്രകാശകിരണങ്ങൾ പതിപ്പിച്ചപ്പോൾ അവയിൽ നിന്ന് ഇലക്ട്രോണുകൾ അഥവാ വൈദ്യുതി ഉത്സർജിക്കുന്നതായി കണ്ടെത്തി (ചിത്രം 2.9). ഈ പ്രതിഭാസത്തെ പ്രകാശവൈദ്യുതപ്രഭാവം എന്ന് വിളിക്കുന്നു.



ചിത്രം 2.9 ഫോട്ടോഇലക്ട്രിക് പ്രഭാവം പഠിക്കുന്നതിനുള്ള ഉപകരണം. ഒരു പ്രത്യേക ആവൃത്തിയിലുള്ള പ്രകാശം ഒരു വായു വിമുക്ത അറയിലുള്ള വൃത്തിയുള്ള ഒരു ലോഹ ഉപരിതലത്തിൽ പതിക്കുമ്പോൾ ലോഹത്തിൽ നിന്ന് ഇലക്ട്രോണുകൾ പുറന്തള്ളപ്പെടുന്നു. അവയുടെ ഗതികോർജം അളക്കുന്ന ഒരു ഡിറ്റക്ടർ അവയെ എണ്ണിത്തിട്ടപ്പെടുത്തുന്നു.

മാക്സ് പ്ലാങ്ക് (1858 – 1947)

1879 ൽ ജർമൻ ഭൗതികശാസ്ത്രജ്ഞനായ മാക്സ് പ്ലാങ്ക് മ്യൂണിക്കിലെ യൂണിവേഴ്സിറ്റിയിൽ നിന്ന് സൈദ്ധാന്തിക ഭൗതികശാസ്ത്രത്തിൽ പി.എച്ച്.ഡി ലഭിച്ചു. 1888ൽ അദ്ദേഹം ബെർലിൻ യൂണിവേഴ്സിറ്റിയിലെ ഇൻസ്റ്റിറ്റ്യൂട്ട് ഓഫ് തിയററ്റിക്കൽ ഫിസിക്സ് ഡയറക്ടറായി നിയമിതനായി. 1918ൽ ഊർജക്വാണ്ടത്തിനുള്ള നൊബേൽ സമ്മാനം ക്വാണ്ടം സിദ്ധാന്തത്തിന്റെ കണ്ടുപിടിത്തത്തിന് അദ്ദേഹത്തിനു നൽകി. താപഗതികത്തിലും മറ്റ് ഭൗതികശാസ്ത്ര മേഖലകളിലും പ്ലാങ്ക് ശ്രദ്ധേയമായ സംഭാവന നൽകി.

ഈ പരീക്ഷണത്തിൽ കണ്ടെത്തിയ ഫലങ്ങളാണ് താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്നവ.

(i) പ്രകാശരശ്മികൾ ലോഹോപരിതലത്തിൽ പതിക്കുമ്പോൾ തന്നെ ഇലക്ട്രോണുകൾ പുറന്തള്ളപ്പെടുന്നു. അതായത്, പ്രകാശകിരണത്തിന്റെ പതനത്തിനും ലോഹോപരിതലത്തിൽനിന്നുള്ള ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ഉത്സർജനത്തിനും തമ്മിൽ ഇടവേള ഇല്ല.

(ii) ഉത്സർജിക്കപ്പെടുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം പ്രകാശത്തിന്റെ തീവ്രതയ്ക്ക് അല്ലെങ്കിൽ തിളക്കത്തിനു നേർ അനുപാതത്തിലാണ്.

(iii) ഓരോ ലോഹത്തിനും, സവിശേഷമായ കുറഞ്ഞ ഒരു ആവൃത്തി, ν_0 ഉണ്ട് (**ത്രെഷോൾഡ് ആവൃത്തി** എന്നും അറിയപ്പെടുന്നു). അതിൽക്കുറഞ്ഞ ആവൃത്തിയിൽ, പ്രകാശവൈദ്യുതപ്രഭാവം ഉണ്ടാകുന്നില്ല. ആവൃത്തി $\nu > \nu_0$ ആകുമ്പോൾ, നിശ്ചിത ഗതികോർജമുള്ള ഇലക്ട്രോണുകൾ പുറത്തു വരുന്നു. പതിക്കുന്ന പ്രകാശത്തിന്റെ ആവൃത്തി വർധിക്കുന്നതിനനുസരിച്ച് ഈ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ഗതികോർജവും കൂടുന്നു.

മുകളിൽ പറഞ്ഞ എല്ലാ ഫലങ്ങളും ക്ലാസിക്കൽ ഭൗതികനിയമങ്ങളുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ വിശദീകരിക്കാൻ കഴിഞ്ഞില്ല. ക്ലാസിക്കൽ സിദ്ധാന്തത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ, പ്രകാശരശ്മികളിലെ ഊർജം പ്രകാശത്തിന്റെ തീവ്രതയെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. മറ്റൊരു വിധത്തിൽ പറഞ്ഞാൽ, ഉത്സർജിക്കപ്പെടുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണവും അവയുടെ ഗതികോർജവും പ്രകാശത്തിന്റെ തിളക്കത്തിനെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കണം. ഉത്സർജിക്കപ്പെടുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം പ്രകാശത്തിന്റെ തിളക്കത്തെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നെങ്കിലും, ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ഗതികോർജം അങ്ങനെയല്ല എന്ന് നിരീക്ഷിക്കപ്പെട്ടിട്ടുണ്ട്. ഉദാഹരണത്തിന് ഏതൊരു തിളക്കത്തിലും (തീവ്രതയിലും) ചുവപ്പുപ്രകാശം [$\nu = (4.3 \text{ to } 4.6) \times 10^{14}$ Hz] മണിക്കൂറുകളോളം പൊട്ടാസ്യം ലോഹത്തിന്റെ ഉപരിതലത്തിനെ പ്രകാശിപ്പിച്ചാലും, അതിൽ നിന്ന് ഇലക്ട്രോണുകൾ പുറന്തള്ളപ്പെടുന്നില്ല. എന്നാൽ, വളരെ ദുർബലമായ മഞ്ഞവെളിച്ചത്തിൽ പോലും [$\nu = 5.1\text{–}5.2 \times 10^{14}$ Hz] പൊട്ടാസ്യം ലോഹത്തിൽ പ്രകാശ വൈദ്യുതപ്രഭാവം നിരീക്ഷിക്കാനാകുന്നു. പൊട്ടാസ്യം ലോഹത്തിന്റെ ത്രെഷോൾഡ് ആവൃത്തി (ν_0) 5.0×10^{14} Hz ആണ്.

വൈദ്യുതകാന്തികവികിരണത്തെ സംബന്ധിച്ച പ്ലാങ്കിന്റെ ക്വാണ്ടം സിദ്ധാന്തത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ പ്രകാശവൈദ്യുതപ്രഭാവം വിശദീകരിക്കാൻ ഐൻസ്റ്റീന് (1905) കഴിഞ്ഞു.

ആൽബർട്ട് ഐൻസ്റ്റീൻ
(1879 - 1955)

ജർമനിയിൽ ജനിച്ച, അമേരിക്കൻ ഭൗതികശാസ്ത്രജ്ഞനായ ആൽബർട്ട് ഐൻസ്റ്റീൻ ലോകത്തിൽ അറിയപ്പെടുന്ന രണ്ടു പ്രമുഖ ഭൗതികശാസ്ത്രജ്ഞന്മാരിൽ ഒരാളായി കണക്കാക്കപ്പെടുന്നു (മറ്റേത് ഐസക് ന്യൂട്ടൺ ആണ്). ബേണിലെ ഒരു സ്വിസ് പേറ്റന്റ് ഓഫീസിൽ സാങ്കേതിക സഹായിയായി ജോലി ചെയ്തിരുന്നപ്പോൾ 1905 ൽ പ്രസിദ്ധീകരിച്ച അദ്ദേഹത്തിന്റെ മൂന്ന് ഗവേഷണപ്രബന്ധങ്ങൾ (വിശേഷ ആപേക്ഷികത, ബ്രൗണിയൻ ചലനം, പ്രകാശവൈദ്യുതപ്രഭാവം), ഭൗതികശാസ്ത്ര വികാസത്തെ അത്യധികം സ്വാധീനിച്ചു. പ്രകാശ വൈദ്യുതപ്രതിഭാസത്തിന്റെ വിശദീകരണം 1921 ൽ അദ്ദേഹത്തിന് ഭൗതികശാസ്ത്രനൊബേൽ സമ്മാനം നേടിക്കൊടുത്തു.

ഒരു ലോഹോപരിതലത്തിലേക്ക് പ്രകാശത്തിന്റെ ഒരു രശ്മി പ്രകാശിപ്പിക്കുന്നത്, ഫോട്ടോണുകളുടെ നിരയൊഴുക്കലായി പരിഗണിക്കാം. മതിയായ ഊർജമുള്ള ഒരു ഫോട്ടോൺ ലോഹത്തിന്റെ ആറ്റത്തിലെ ഒരു ഇലക്ട്രോണുമായി കൂട്ടിയിടിക്കുമ്പോൾ തന്നെ ഇലക്ട്രോണിലേക്ക് ഊർജം കൈമാറ്റം നടന്ന് തൽക്ഷണം അത് ഉത്സർജിക്കപ്പെടുന്നു. ഫോട്ടോണിന്റെ ഊർജം കൂടുതലാണെങ്കിൽ, ഇലക്ട്രോണിലേക്ക് കൂടുതൽ ഊർജം കൈമാറ്റം ചെയ്യുകയും ഉയർന്ന ഗതികോർജമുള്ള ഇലക്ട്രോൺ ഉത്സർജിക്കപ്പെടുകയും ചെയ്യുന്നു. മറ്റൊരു വിധത്തിൽ പറഞ്ഞാൽ, ഉത്സർജിക്കപ്പെടുന്ന ഇലക്ട്രോണിന്റെ ഗതികോർജം വിദ്യുത്കാന്തിക വികിരണത്തിന്റെ ആവൃത്തിക്ക് ആനുപാതികമായിരിക്കും. ലോഹോപരിതലത്തിൽ പതിക്കുന്ന ഇലക്ട്രോണിന്റെ ഊർജം $h\nu$, ഇലക്ട്രോണിനെ പുറത്താക്കാൻ ആവശ്യമായ കുറഞ്ഞ ഊർജം $h\nu_0$, (പ്രവൃത്തിഫലനം- work function എന്നും വിളിക്കുന്നു. പട്ടിക 2.2) എന്നിങ്ങനെയാണെങ്കിൽ, ഊർജത്തിലെ വ്യത്യാസം $(h\nu - h\nu_0)$ ഫോട്ടോഇലക്ട്രോണിന്റെ ഗതികോർജമായി മാറ്റപ്പെടുന്നു. ഊർജസംരക്ഷണനിയമപ്രകാരം, ഉത്സർജിക്കുന്ന ഇലക്ട്രോണിന്റെ ഗതികോർജം കണ്ടുപിടിക്കുന്നതിനുള്ള സമവാക്യമാണ്.

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

ഇവിടെ m_e ഇലക്ട്രോണിന്റെ മാസും, v ഉത്സർജിച്ച ഇലക്ട്രോണിന്റെ പ്രവേഗവുമാണ്. കൂടുതൽ തീവ്രമായ ഒരു പ്രകാശരശ്മിയിൽ ഫോട്ടോണുകളുടെ എണ്ണവും കൂടുതലായിരിക്കും. അതിനാൽ ഉത്സർജിക്കുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം തീവ്രത കുറഞ്ഞ പ്രകാശം ഉപയോഗിക്കുന്ന പരീക്ഷണങ്ങളിൽ ഉണ്ടാകുന്നതിനേക്കാൾ കൂടുതലായിരിക്കും.

വൈദ്യുതകാന്തികവികിരണത്തിന്റെ ദ്വൈതസ്വഭാവം

പ്രകാശത്തിന്റെ കണികാസ്വഭാവം ശാസ്ത്രജ്ഞർക്ക് ഏറെ ചിന്താക്കുഴപ്പം സൃഷ്ടിച്ച ഒന്നായിരുന്നു. ഒരു വശത്ത്, ശ്യാമവസ്തുവികിരണത്തെയും പ്രകാശവൈദ്യുത പ്രഭാവത്തെയും തൃപ്തികരമായി വിശദീകരിക്കാൻ അതിനു കഴിഞ്ഞു. എന്നാൽ മറുവശത്ത്, ഈ പ്രതിഭാസം പ്രകാശത്തിന്റെ വ്യതികരണം, വിഭംഗനം എന്നീ പ്രതിഭാസങ്ങൾ വിശദീകരിക്കാൻ ഉപയോഗിക്കുന്ന തരംഗസ്വഭാവവുമായി പൊരുത്തപ്പെടുന്നില്ല. പ്രകാശത്തിന് കണികയുടെയും തരംഗത്തിന്റെയും ഗുണവിശേഷങ്ങളുണ്ടെന്ന ആശയം സ്വീകരിക്കുക എന്നതായിരുന്നു ഈ പ്രശ്നം പരിഹരിക്കാനുള്ള ഒരേയൊരു വഴി. അതായത്, പ്രകാശത്തിന് ദ്വൈതസ്വഭാവം ഉണ്ട്. പരീക്ഷണത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ, പ്രകാശത്തിനു തരംഗമായോ അല്ലെങ്കിൽ കണികാപ്രവാഹം പോലെയോ പ്രവർത്തിക്കുവാൻ സാധിക്കുന്നു എന്ന് കണ്ടെത്താം. വികിരണം വസ്തുക്കളുമായി അന്യോന്യക്രിയ (interaction) യിൽ ഏർപ്പെടുമ്പോഴെല്ലാം തരംഗസ്വഭാവങ്ങൾക്ക് (വ്യതികരണം, വിഭംഗനം തുടങ്ങിയവ) വിഭിന്നമായി കണികാസ്വഭാവം പ്രകടമാക്കുന്നു. എന്നാൽ തരംഗസ്വഭാവം വ്യാപനസമയത്ത് പ്രകടമാണ്. ഈ ആശയം തികച്ചും അപരിചിതവും ദ്രവ്യത്തെക്കുറിച്ചും വികിരണത്തെക്കുറിച്ചും ശാസ്ത്രജ്ഞന്മാർക്ക് അന്നുണ്ടായിരുന്ന ധാരണയിൽനിന്ന് വിഭിന്നവുമായിരുന്നു. അതുകൊണ്ടുതന്നെ അതിന്റെ സാധുതയെക്കുറിച്ച് അവർക്ക് അഭിപ്രായപ്പെടാൻ വളരെ സമയമെടുത്തു. നിങ്ങൾ ഇനി കാണാൻ പോകുന്നതു പോലെ ഇലക്ട്രോണുകൾ പോലെയുള്ള ചില സൂക്ഷ്മകണങ്ങളും തരംഗകണികാദ്വൈതസ്വഭാവം കാണിക്കുന്നുണ്ടെന്ന് ഇപ്പോൾ വെളിവാകുന്നു.

പട്ടിക 2.2 ലോഹങ്ങളുടെ പ്രവൃത്തിഫലന മൂല്യങ്ങൾ (W_0)

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

പ്രശ്നം 2.6

5×10^{14} Hz ആവൃത്തിയുള്ള വികിരണത്തിലെ ഒരു മോൾ ഫോട്ടോണുകളുടെ ഊർജം കണക്കാക്കുക .

ഉത്തരം

ഒരു ഫോട്ടോണിന്റെ ഊർജം (E) കണ്ടുപിടിക്കുന്നതിനുള്ള സമവാക്യമാണ്

$E = h\nu$

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

$\nu = 5 \times 10^{14}$ s^{-1}

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

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

ഒരു മോൾ ഫോട്ടോണിന്റെ ഊർജം

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

$= 199.51$ kJ mol^{-1}

പ്രശ്നം 2.7

ഒരു 100 വാട്ട് ബൾബ് പുറപ്പെടുവിക്കുന്ന ഏകവർണ പ്രകാശത്തിന്റെ തരംഗദൈർഘ്യം 400 nm ആണ് . ബൾബിന് ഒരു സെക്കന്റിൽ പുറന്തള്ളാൻ കഴിയുന്ന ഫോട്ടോണുകളുടെ എണ്ണം കണക്കാക്കുക.

ഉത്തരം

ബൾബിന്റെ പവർ = 100വാട്ട്

= 100 Js^{-1}

ഒരു ഫോട്ടോണിന്റെ ഊർജം $E = h\nu = hc/\lambda$

$$= \frac{6.626 \times 10^{-34} \text{ J s} \times 3 \times 10^{8} \text{ m s}^{-1}}{400 \times 10^{-9} \text{m}}$$

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

പുറന്തള്ളുന്ന ഫോട്ടോണുകളുടെ എണ്ണം

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

പ്രശ്നം 2.8

സോഡിയത്തിന്റെ ഉപരിതലത്തിൽ 300 nm തരംഗദൈർഘ്യമുള്ള വികിരണം പതിക്കുമ്പോൾ ഉത്സർജിക്കുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ഗതികോർജം 1.68×10^{5} J mol^{-1} ആണ്. സോഡിയത്തിൽ നിന്ന് ഒരു ഇലക്ട്രോൺ നീക്കം ചെയ്യാൻ ആവശ്യമായ ഏറ്റവും കുറഞ്ഞ ഊർജം എത്രയാണ്? ഫോട്ടോ ഇലക്ട്രോൺ ഉത്സർജനം സാധ്യമാകുന്ന പരമാവധി തരംഗദൈർഘ്യമെന്താണ്?

ഉത്തരം

300 nm ഉള്ള ഫോട്ടോണിന്റെ ഊർജം E

$h\nu = hc/\lambda$

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

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

ഒരു മോൾ ഫോട്ടോണുകളുടെ ഊർജം

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

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

സോഡിയത്തിൽ നിന്ന് ഒരു മോൾ ഇലക്ട്രോണുകളെ നീക്കം ചെയ്യാൻ വേണ്ടി വരുന്ന ഏറ്റവും കുറഞ്ഞ ഊർജം

$= (3.99 - 1.68) 10^{5}$ J mol^{-1}

$= 2.31 \times 10^{5}$ J mol^{-1}

ഒരു ഇലക്ട്രോണിന്റെ ഏറ്റവും കുറഞ്ഞ ഊർജം

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

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

തരംഗദൈർഘ്യം

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

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

= 517 nm (ഇത് പച്ചനിറമുള്ള പ്രകാശത്തിന്റേതാണ്)

പ്രശ്നം 2.9

ഒരു ലോഹത്തിന്റെ ത്രെഷോൾഡ് ആവൃത്തി 7.0×10^{14} s^{-1} ആണ്. ആവൃത്തി $\nu = 1.0 \times 10^{15}$ s^{-1} ഉള്ള വികിരണം ലോഹത്തിൽ പതിക്കുമ്പോൾ ഉത്സർജിക്കപ്പെടുന്ന ഒരു ഇലക്ട്രോണിന്റെ ഗതികോർജം കണക്കാക്കുക.

ഉത്തരം

ഐൻസ്റ്റൈന്റെ സമവാക്യമനുസരിച്ച് ഗതികോർജം

$= \frac{1}{2} m_e v^2 = h(\nu - \nu_0)$

$= (6.626 \times 10^{-34}$ J s$)(1.0 \times 10^{15}$ s$^{-1} - 7.0 \times 10^{14}$ s$^{-1})$

$= (6.626 \times 10^{-34}$ J s$)(10.0 \times 10^{14}$ s$^{-1} - 7.0 \times 10^{14}$ s$^{-1})$

$= (6.626 \times 10^{-34}$ J s$) \times (3.0 \times 10^{14}$ s$^{-1})$

$= 1.988 \times 10^{-19}$ J

2.3.3 ക്വാണ്ടീകരിച്ച* ഇലക്ട്രോണിക ഊർജനിലകൾക്കുള്ള തെളിവുകൾ: അറ്റോമികസ്പെക്ട്രം

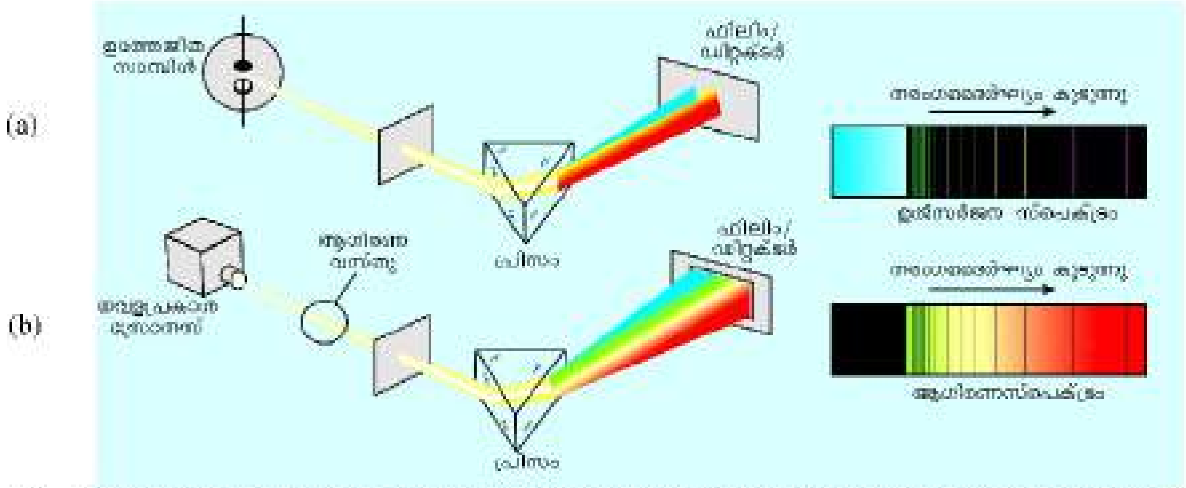
പ്രകാശത്തിന്റെ വേഗത അത് കടന്നുപോകുന്ന മാധ്യമത്തിന്റെ സ്വഭാവത്തെ ആശ്രയിച്ചാണിരിക്കുന്നത്. അതിന്റെ ഫലമായി, പ്രകാശരശ്മി ഒരു മാധ്യമത്തിൽ നിന്ന് മറ്റൊന്നിലേക്ക് കടക്കുമ്പോൾ അതിന്റെ യഥാർഥ പാതയിൽ നിന്ന് വ്യതിചലിക്കുന്നു, അല്ലെങ്കിൽ അപവർത്തനത്തിനു വിധേയമാകുന്നു. ഒരു പ്രിസത്തിൽ കൂടി ധവളപ്രകാശരശ്മി കടന്നു പോകുമ്പോൾ, തരംഗദൈർഘ്യം കുറഞ്ഞവയ്ക്ക് തരംഗദൈർഘ്യം കൂടിയവയെക്കാൾ വ്യതിയാനം ഉണ്ടാകുന്നതായി കാണാം. ധവളപ്രകാശം ദൃശ്യപരിധിയിൽ വരുന്ന തരംഗദൈർഘ്യമുള്ള എല്ലാ തരംഗങ്ങളേയും ഉൾക്കൊള്ളുന്നു. അതിനാൽ ഒരു ധവളപ്രകാശരശ്മി, നിറമുള്ള നാടകളുടെ (bands) ശ്രേണിയായി വ്യാപിക്കുന്നു. ഇതിനെ **സ്പെക്ട്രം (spectrum)** എന്നുവിളിക്കുന്നു. ഏറ്റവും കൂടിയ തരംഗദൈർഘ്യമുള്ള ചുവപ്പ് നിറത്തിന് വ്യതിയാനം ഏറ്റവും കുറവുള്ളപ്പോൾ ഏറ്റവും കുറഞ്ഞ തരംഗദൈർഘ്യമുള്ള വയലറ്റിന് ഏറ്റവും കൂടുതൽ വ്യതിയാനം ഉണ്ടാകുന്നു. നാം കാണുന്ന ധവളപ്രകാശ സ്പെക്ട്രത്തിന്റെ പരിധി 7.50×10^{14} Hz ഉള്ള വയലറ്റ് മുതൽ 4×10^{14} Hz ഉള്ള ചുവപ്പ് വരെയാണ്. അത്തരമൊരു സ്പെക്ട്രത്തെ തുടർച്ചയായ അല്ലെങ്കിൽ **അവിരത (continuous) സ്പെക്ട്രം** എന്നു പറയുന്നു. തുടർച്ചയുടെ കാരണം വയലറ്റ് നീലയിലേക്ക്, നീല പച്ചയിലേക്ക്, എന്ന രീതിയിൽ ഇടകലരുന്നതാണ്. ആകാശത്ത് മഴവില്ല് ഉണ്ടാകുമ്പോൾ സമാനമായ സ്പെക്ട്രം ദൃശ്യമാകുന്നു. ദൃശ്യപ്രകാശം വിദ്യുത് കാന്തിക വികിരണത്തിന്റെ ഒരു ചെറിയ ഭാഗം മാത്രമാണെന്ന് ഓർക്കുക (ചിത്രം 2.7). വൈദ്യുത കാന്തിക വികിരണം വസ്തുക്കളുമായി അന്യോന്യക്രിയയിൽ ഏർപ്പെടുമ്പോൾ (interact), ആറ്റങ്ങളും തന്മാത്രകളും ഊർജത്തെ ആഗിരണം ചെയ്ത് ഉയർന്ന ഊർജനിലയിലേക്ക് എത്താം. ഈ ഉയർന്ന ഊർജത്തിൽ അവ അസ്ഥിരമായ അവസ്ഥയിലാകുന്നു. അവയുടെ സാധാരണ ഊർജനിലയിലേക്ക് (സ്ഥിരതയുള്ള, താഴ്ന്ന ഊർജനിലകളിലേക്ക്) മടങ്ങുമ്പോൾ, ആറ്റങ്ങളും തന്മാത്രകളും വിദ്യുത്കാന്തികസ്പെക്ട്രത്തിന്റെ വിവിധ മേഖലകളിലുള്ള വികിരണം പുറപ്പെടുവിക്കുന്നു.

ഉൽസർജന–ആഗിരണ സ്പെക്ട്രങ്ങൾ: ഊർജം ആഗിരണം ചെയ്ത ഒരു വസ്തു പുറത്തുവിടുന്ന വികിരണങ്ങളുടെ സ്പെക്ട്രത്തെ **ഉൽസർജന (emission) സ്പെക്ട്രം** എന്ന് വിളിക്കുന്നു. വികിരണം ആഗിരണം ചെയ്ത ആറ്റങ്ങൾ, തന്മാത്രകൾ അല്ലെങ്കിൽ അയോണുകൾ എന്നിവയെ **'ഉത്തേജിതമായവ' (excited)** എന്ന് പറയാം. ഉൽസർജനസ്പെക്ട്രം കിട്ടുന്നതിന്, ഒരു വസ്തുവിനെ ചൂടാക്കുകയോ,അതിലേക്ക് വികിരണം കടത്തിവിടുകയോ ചെയ്ത് ഉത്തേജിതമാക്കുന്നു. വസ്തു ആഗിരണം ചെയ്ത ഊർജം ഉത്സർജിക്കുമ്പോഴുണ്ടാകുന്ന വികിരണത്തിന്റെ തരംഗദൈർഘ്യം (അല്ലെങ്കിൽ ആവൃത്തി) രേഖപ്പെടുത്തുന്നു.

ഒരു ആഗിരണ സ്പെക്ട്രം ഒരു ഉൽസർജനസ്പെക്ട്രത്തിന്റെ ഫോട്ടോഗ്രാഫിക് നെഗറ്റീവ് പോലെയാണ്. തുടർച്ചയായ വികിരണം ഒരു വസ്തുവിൽ കൂടി കടന്നുപോകുമ്പോൾ ചില നിശ്ചിതതരംഗ ദൈർഘ്യമുള്ള വികിരണങ്ങളെ അത് ആഗിരണം ചെയ്യുന്നു. കാണാതായ തരംഗദൈർഘ്യങ്ങൾ ദ്രവ്യം ആഗിരണം ചെയ്യുന്നതുകൊണ്ട് അത് തുടർച്ചയായ സ്പെക്ട്രത്തിൽ ഇരുണ്ട ഇടങ്ങൾ അവശേഷിപ്പിക്കുന്നു. ഉൽസർജന സ്പെക്ട്രങ്ങളെ അല്ലെങ്കിൽ ആഗിരണസ്പെക്ട്രങ്ങളെ കുറിച്ചുള്ള പഠനം **സ്പെക്ട്രോസ്കോപ്പി** എന്നറിയപ്പെടുന്നു. ദൃശ്യപ്രകാശ സ്പെക്ട്രം തുടർച്ചയുള്ളതാണ്. അതിനുകാരണം, അതിൽ ധവളപ്രകാശത്തിൽ ദൃശ്യമാകുന്ന എല്ലാ തരംഗദൈർഘ്യങ്ങളും (ചുവപ്പ് മുതൽ വയലറ്റ് വരെ) കാണപ്പെടുന്നതാണ്. എന്നാൽ വാതകാവസ്ഥയിലുള്ള ആറ്റങ്ങളുടെ ഉൽസർജന സ്പെക്ട്രം ചുവപ്പ് മുതൽ വയലറ്റ് വരെയുള്ള തരംഗദൈർഘ്യങ്ങളുടെ തുടർച്ചയായ വ്യാപനം കാണിക്കുന്നില്ല. പകരം അവ ചില പ്രത്യേക തരംഗദൈർഘ്യങ്ങളിലുള്ള പ്രകാശമാണ് പുറപ്പെടുവിക്കുന്നത്; അവയ്ക്കിടയിൽ ഇരുണ്ട പ്രദേശങ്ങളുണ്ടാകും.ഇത്തരം സ്പെക്ട്രങ്ങൾ, **രേഖാസ്പെക്ട്രങ്ങൾ (Line spectrum)** അല്ലെങ്കിൽ **അറ്റോമിക സ്പെക്ട്രങ്ങൾ** എന്നറിയപ്പെടുന്നു. ഇത്തരം സ്പെക്ട്രങ്ങളിൽ ഉത്സർജിക്കുന്ന വികിരണങ്ങൾ തെളിച്ചമുള്ള രേഖകളായി കാണപ്പെടുന്നു (ചിത്രം 2.10).

ഇലക്ട്രോണിക് ഘടനയെക്കുറിച്ചുള്ള പഠനത്തിൽ രേഖാഉൽസർജനസ്പെക്ട്രങ്ങൾക്ക് വലിയ പങ്ക് ഉണ്ട്. ഓരോ മൂലകത്തിനും ഒരു തനതായ രേഖാഉൽസർജന സ്പെക്ട്രം ഉണ്ട്. വിരലടയാളങ്ങൾ ആളുകളെ തിരിച്ചറിയാനായി ഉപയോഗിക്കുന്നതുപോലെ അറ്റോമിക സ്പെക്ട്രത്തിലെ രേഖകൾ രാസവിശ്ലേഷണത്തിനുപയോഗിച്ച് അജ്ഞാത ആറ്റങ്ങളെ തിരിച്ചറിയാനാകും. അജ്ഞാതമായ സാമ്പിളിലുള്ള ആറ്റങ്ങളിൽ നിന്ന് ലഭിക്കുന്ന ഉൽസർജനസ്പെക്ട്രത്തിലെ രേഖകളെ അറിയപ്പെടുന്ന മൂലകങ്ങളുടെ ആറ്റങ്ങളുടെ ഉൽസർജന

* ഏതെങ്കിലും ഗുണധർമത്തിന് വിവിക്ത (discrete) മൂല്യങ്ങൾ മാത്രമേ സാധ്യമാകൂ എന്ന നിയന്ത്രണം വരുന്നതാണ് ക്വാണ്ടീകരണം.



ചിത്രം 2.10 (a) അറ്റോമികഉൽസർജനം. ഒരു സാമ്പിളിലുള്ള ഉത്തേജിതഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങൾ (അല്ലെങ്കിൽ മറ്റേതെങ്കിലും ഒരു മൂലകം) പുറപ്പെടുവിക്കുന്ന പ്രകാശം ഒരു പ്രിസത്തിലൂടെ കടന്നുപോകുമ്പോൾ ചില പ്രത്യേക തരംഗദൈർഘ്യങ്ങളുള്ളവയായി വേർതിരിയുന്നു. ഇങ്ങനെ വേർതിരിച്ചെടുത്ത ഉത്സർജനസ്പെക്ട്രത്തിലെ തരംഗങ്ങളുടെ ഒരു ഫോട്ടോഗ്രാഫിക് രേഖപ്പെടുത്തലിനെ രേഖാസ്പെക്ട്രം എന്ന് വിളിക്കുന്നു. ന്യായമായ അളവിലുള്ള ഏത് സാമ്പിളിലെയും ആറ്റങ്ങളുടെ എണ്ണം വളരെ വലുതായിരിക്കും. ആറ്റത്തിനു ഒരു സമയത്ത് ഒരു ഉത്തേജിതാവസ്ഥയിലേക്കു മാത്രമേ പോകാൻ കഴിയൂ എങ്കിലും, ആറ്റത്തിന്റെ ശേഖരത്തിൽ സാധ്യമാവുന്ന എല്ലാ ഉത്തേജിതമായ അവസ്ഥകളുമുണ്ടായിരിക്കും. ഈ ആറ്റങ്ങൾ താഴ്ന്ന ഊർജനിലകളിലേക്ക് പതിക്കുമ്പോൾ പുറത്തുവിടുന്ന പ്രകാശം സ്പെക്ട്രത്തിന് കാരണമാകുന്നു. (b) **അറ്റോമികആഗിരണം**. ധവളപ്രകാശം ഉത്തേജിതമല്ലാത്ത ഹൈഡ്രജനിലൂടെയും അതിനുശേഷം സ്ലിറ്റ് വഴി പ്രിസത്തിലൂടെയും കടത്തിവിട്ടാൽ, പുറത്തുവരുന്ന പ്രകാശത്തിൽ, അതേ തരംഗദൈർഘ്യത്തിൽ (a) യിൽ പുറത്തുവന്ന പ്രകാശത്തെക്കാൾ തീവ്രത കുറവായിരിക്കും. രേഖപ്പെടുത്തിയ ആഗിരണ സ്പെക്ട്രം രേഖാ സ്പെക്ട്രമായിരിക്കും. മാത്രമല്ല അത് ഉത്സർജനസ്പെക്ട്രത്തിന്റെ ഫോട്ടോഗ്രാഫിക് നെഗറ്റീവുമായിരിക്കും.

സ്പെക്ട്രത്തിന്റെ രേഖകളുമായി കൃത്യമായി താരതമ്യം ചെയ്ത് അജ്ഞാത ആറ്റത്തെ വളരെ എളുപ്പത്തിൽ തിരിച്ചറിയാവുന്നതാണ്. മൂലകങ്ങളെ തിരിച്ചറിയുന്നതിന് രേഖാസ്പെക്ട്രങ്ങളെ ഉപയോഗപ്പെടുത്തിയ ആദ്യകാലാന്വേഷകരിലൊരാളാണ് ജർമൻ ശാസ്ത്രജ്ഞനായ റോബർട്ട് ബുൺസെൺ (1811–1899).

സ്പെക്ട്രോസ്കോപ്പിക് രീതികളിലൂടെ ധാതുക്കളെ വിശ്ലേഷണം ചെയ്താണ് റുബീഡിയം (Rb), സീസിയം (Cs) താലിയം (Tl), ഇൻഡിയം (In), ഗാലിയം (Ga), സ്കാൻഡിയം (Sc) തുടങ്ങിയ മൂലകങ്ങൾ കണ്ടെത്തിയത്. സൂര്യനിൽ ഹീലിയം (He) മൂലകത്തിന്റെ സാന്നിധ്യം കണ്ടെത്തിയത് സ്പെക്ട്രോസ്കോപ്പിക് മാർഗത്തിലൂടെയാണ്.

ഹൈഡ്രജന്റെ രേഖാസ്പെക്ട്രം

വാതകഹൈഡ്രജനിലൂടെ വൈദ്യുതഡിസ്ചാർജ് കടന്നുപോകുമ്പോൾ, H_2 തന്മാത്രകൾ വിഘടിക്കുകയും, ഉത്തേജിതമായ ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങൾ ചില നിശ്ചിത ആവൃത്തികളുള്ള വൈദ്യുതകാന്തിക വികിരണങ്ങൾ മാത്രം പുറപ്പെടുവിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. വികിരണങ്ങൾ കണ്ടുപിടിച്ച ശാസ്ത്രജ്ഞരുടെ പേരുകളിൽ അറിയപ്പെടുന്ന നിരവധി രേഖാശ്രേണികൾ അടങ്ങിയതാണ് ഹൈഡ്രജൻ സ്പെക്ട്രം. സ്പെക്ട്രൽ രേഖകളെ തരംഗസംഖ്യകളിൽ ($\bar{\nu}$) സൂചിപ്പിക്കാമെങ്കിൽ, ഹൈഡ്രജൻ സ്പെക്ട്രത്തിന്റെ ദൃശ്യമായ രേഖകൾ ചുവടെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന സൂത്രവാക്യം അനുസരിക്കുമെന്ന് പരീക്ഷണനിരീക്ഷണങ്ങളുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ 1885 ൽ ബാമർ (Balmer) തെളിയിച്ചു.

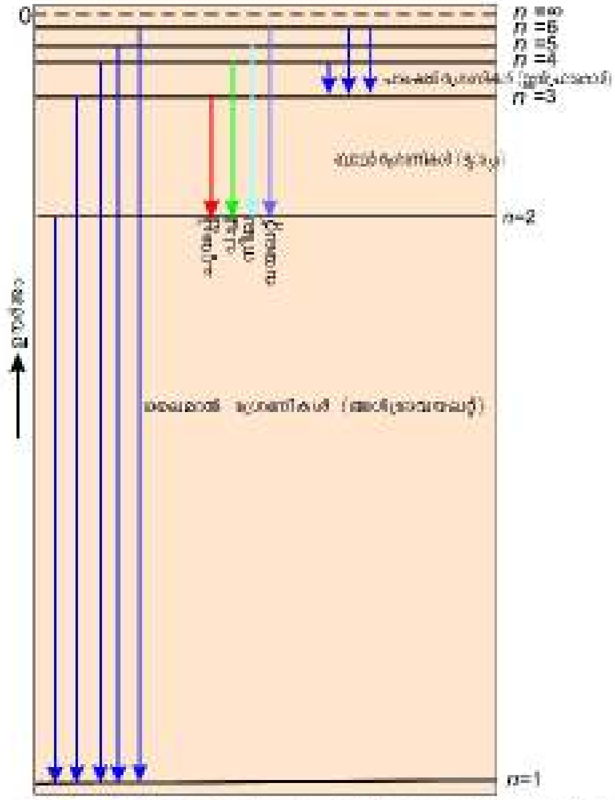
$$\bar{\nu} = 109,677 \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right) \text{cm}^{-1} \qquad (2.8)$$

ഇവിടെ n, മൂന്നോ അല്ലെങ്കിൽ അതിലും വലുതോ ആയ ഒരു പൂർണസംഖ്യയാണ് (അതായത്, n = 3,4,5, ...)

ഈ സൂത്രവാക്യം വിവരിക്കുന്ന രേഖകളുടെ ശ്രേണിയെ **ബാമർ ശ്രേണി** എന്ന് വിളിക്കുന്നു. ഹൈഡ്രജൻ സ്പെക്ട്രത്തിലെ ബാമർ ശ്രേണിയിലെ രേഖകൾ മാത്രമാണ് വിദ്യുത്കാന്തികസ്പെക്ട്രത്തിന്റെ ദൃശ്യമേഖലയിൽ കാണാനാകുന്നത്. സ്വീഡിഷ് സ്പെക്ട്രോസ്കോപ്പിസ്റ്റായ ജോഹാനസ് റൈഡ്ബെർഗ് ഹൈഡ്രജൻ സ്പെക്ട്രത്തിലെ എല്ലാ രേഖാ ശ്രേണികൾക്കും താഴെപ്പറയുന്ന സൂത്രവാക്യം ഉപയോഗിക്കാൻ കഴിയും എന്ന് കണ്ടെത്തി.

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

ഹൈഡ്രജന്റെ റൊഡ്ബർഗ് സ്ഥിരാങ്കമാണ് 109,677 cm^{-1}. n_1 = 1, 2, 3, 4, 5 എന്നീ സംഖ്യകളാൽ സൂചിപ്പിക്കുന്ന ആദ്യത്തെ അഞ്ച് ശ്രേണികൾ യഥാക്രമം ലൈമാൻ, ബാമർ, പാഷെൻ, ബ്രാക്കറ്റ്, ഫണ്ട് എന്നീ പേരുകളിൽ അറിയപ്പെടുന്നു. പട്ടിക 2.3 ഹൈഡ്രജൻ സ്പെക്ട്രത്തിന്റെ ഈ ശ്രേണീസംക്രമണങ്ങൾ (transitions) കാണിക്കുന്നു. ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിലെ ലൈമാൻ, ബാമർ, പാഷെൻ ശ്രേണികൾ ചിത്രം 2.11 കാണിച്ചിരിക്കുന്നു.



ചിത്രം 2.11 ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിലെ ഇലക്ട്രോണിന്റെ സംക്രമണങ്ങൾ (രേഖാചിത്രം കാണിക്കുന്നത് ലൈമാൻ, ബാമർ, പാഷെൻ ശ്രേണികളുടെ സംക്രമണങ്ങളാണ്)

പട്ടിക 2.3 ആറ്റോമിക ഹൈഡ്രജനിലെ സ്പെക്ട്രൽ രേഖകൾ

ശ്രേണികൾ	n_1	n_2	സ്പെക്ട്രൽ മേഖല
ലൈമാൻ	1	2,3....	അൾട്രാവയലറ്റ്
ബാമർ	2	3,4....	ദൃശ്യപ്രകാശം
പാഷെൻ	3	4,5....	ഇൻഫ്രാറെഡ്
ബ്രാക്കറ്റ്	4	5,6....	ഇൻഫ്രാറെഡ്
ഫണ്ട്	5	6,7....	ഇൻഫ്രാറെഡ്

എല്ലാ മൂലകങ്ങളിലും വച്ച് ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിനാണ് ഏറ്റവും ലളിതമായ രേഖാ സ്പെക്ട്രമുള്ളത്. ആറ്റത്തിനു ഭാരം കൂടുംതോറും രേഖാസ്പെക്ട്രം കൂടുതൽ സങ്കീർണമാകുന്നു. എന്നാൽ എല്ലാ രേഖാസ്പെക്ട്രത്തിനും പൊതുവായിട്ടുള്ള ചില സവിശേഷതകൾ ഉണ്ട്. അതായത്, (i) മൂലകത്തിന്റെ രേഖാസ്പെക്ട്രം എന്നത് അനുപമമാണ് (ii) ഓരോ മൂലകത്തിന്റെയും രേഖാസ്പെക്ട്രത്തിന് കൃത്യത ഉണ്ടായിരിക്കും. ഇവിടെ ഉയർന്നുവരുന്ന ചില ചോദ്യങ്ങളുണ്ട്. ഈ സമാനതകൾക്ക് കാരണങ്ങൾ എന്തൊക്കെയാണ്? ആറ്റങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോണിക ഘടനയോട് ഇവയ്ക്ക് എന്തെങ്കിലും ബന്ധം ഉണ്ടോ? ഈ ചോദ്യങ്ങൾക്കുള്ള ഉത്തരം കണ്ടെത്തേണ്ടതുണ്ട്. മൂലകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോണിക ഘടന മനസിലാക്കുന്നതിൽ ഈ ചോദ്യങ്ങളുടെ ഉത്തരങ്ങൾ സുപ്രധാനമാണെന്ന് നമുക്ക് പിന്നീട് കാണാൻ കഴിയും.

2.4 ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിന്റെ ബോർ മാതൃക

നീൽസ് ബോറാണ് (1913) ആദ്യമായി ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റംഘടനയുടെ പൊതുവായ പ്രത്യേകതകളും സ്പെക്ട്രവും പരിമാണാത്മകമായി വിശദീകരിച്ചത്. ഈ സിദ്ധാന്തം ആധുനിക ക്വാണ്ടം മെക്കാനിക്സല്ലെങ്കിലും, ആറ്റോമികഘടനയെയും സ്പെക്ട്രത്തെയും സംബന്ധിച്ച നിരവധി കാര്യങ്ങൾ യുക്തിസഹമായി വിശദീകരിക്കാൻ ഇതിനു കഴിയും. ബോറിന്റെ ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റംമാതൃക താഴെ പറയുന്ന പ്രസ്താവനകൾ അടിസ്ഥാനമാക്കിയാണ്:

i) ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിലെ ഇലക്ട്രോൺ കൃത്യമായ ആരവും ഊർജവുമുള്ള വൃത്താകൃതിയിലുള്ള പാതയിൽ കൂടി ന്യൂക്ലിയസിനെ ചുറ്റി സഞ്ചരിക്കുന്നു. ഈ പാതകളെ **ഓർബിറ്റുകൾ**, സ്ഥിരോർജ നിലകൾ അല്ലെങ്കിൽ അനുവദനീയ ഊർജനിലകൾ എന്ന് വിളിക്കുന്നു. ഈ ഓർബിറ്റുകൾ ന്യൂക്ലിയസിനു ചുറ്റും ഏകകേന്ദ്രമായി ക്രമീകരിച്ചിരിക്കുന്നു.

ii) ഓർബിറ്റിലെ ഇലക്ട്രോണിന്റെ ഊർജം സമയത്തിനനുസരിച്ച് മാറുന്നില്ല. എന്നിരുന്നാലും, ആവശ്യമുള്ളത്ര ഊർജം ആഗിരണം ചെയ്താൽ ഇലക്ട്രോൺ താഴ്ന്ന ഊർജനിലയിൽ നിന്ന് ഉയർന്ന ഊർജനിലയിലേക്കും, ഊർജം ഉത്സർജിക്കുമ്പോൾ ഇലക്ട്രോൺ ഉയർന്ന ഊർജനിലയിൽ നിന്ന് താഴ്ന്ന ഊർജനിലയിലേക്കും ചലിക്കുന്നു. (സമവാക്യം 2.16) ഊർജമാറ്റം തുടർച്ചയായ രീതിയിലല്ല നടക്കുന്നത്.

കോണീയ ആക്കം

രേഖീയ ആക്കം, മാസ് (m), രേഖീയപ്രവേഗം (v) എന്നിവയുടെ ഗുണനഫലമാണ്. എന്നതുപോലെ കോണീയആക്കം ജഡത്വം (I), കോണീയപ്രവേഗം (ω) എന്നിവയുടെ ഗുണന ഫലമാണ്. മാസ് m_e ഉള്ള ഒരു ഇലക്ട്രോൺ, ന്യൂക്ലിയസിനു ചുറ്റും ആരം r ആയ ഒരു വൃത്താകൃതിയിലുള്ള പാതയിൽ നീങ്ങുന്നുവെങ്കിൽ,

കോണീയ ആക്കം = $I \times \omega$

$I = m_e r^2$, $\omega = v/r$ ആയതിനാൽ ഇവിടെ V എന്നത് രേഖീയ പ്രവേഗമാണ്.

കോണീയ ആക്കം = $m_e r^2 \times v/r = m_e vr$

iii) ΔE ഊർജവ്യത്യാസമുള്ള രണ്ട് സ്ഥിരോർജനിലകൾക്കിടയിൽ സംക്രമണം സംഭവിക്കുമ്പോൾ ആഗിരണം ചെയ്യുകയോ അല്ലെങ്കിൽ പുറത്തുവിടുകയോ ചെയ്യുന്ന വികിരണത്തിന്റെ ആവൃത്തിയാണ്

$$\nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{E_2 - E_1}{h} \qquad (2.10)$$

നീൽസ് ബോർ (1885 – 1962)

ഡാനിഷ് ഭൗതികശാസ്ത്രജ്ഞൻ ആയിരുന്ന നീൽസ് ബോറിന് 1911 ൽ കോപൻഹേഗൻ യൂണിവേഴ്സിറ്റിയിൽ നിന്ന് പി.എച്ച്.ഡി ലഭിച്ചു. അദ്ദേഹം ജെ.ജെ. തോംസൺ, ഇംഗ്ലണ്ടിലെ ഏണസ്റ്റ് റൂഥർഫോർഡ് എന്നിവരുമായി ഒരു വർഷം ഇംഗ്ലണ്ടിൽ പ്രവർത്തിച്ചു. 1913ൽ അദ്ദേഹം കോപൻഹേഗനിലേക്ക് മടങ്ങി. അവിടെ അദ്ദേഹം ശിഷ്ടജീവിതകാലം മുഴുവൻ തുടർന്നു. 1920 ൽ അദ്ദേഹം ഇൻസ്റ്റിറ്റ്യൂട്ട് ഓഫ് തിയററ്റിക്കൽ ഫിസിക്സ് ഡയറക്ടർ ആയി തിരഞ്ഞെടുക്കപ്പെട്ടു. രണ്ടാം ലോകമഹായുദ്ധത്തിനു ശേഷം, ബോർ ആണവോർജത്തിന്റെ സമാധാനപരമായ ഉപയോഗത്തിനായി ഊർജസ്വലമായി പ്രവർത്തിച്ചു. 1957 ൽ അദ്ദേഹത്തിന് ആറ്റംസ് ഫോർ പീസ് പുരസ്കാരം ലഭിക്കുകയുണ്ടായി. 1922 ൽ ഭൗതികശാസ്ത്രത്തിനുള്ള നൊബേൽ സമ്മാനം അദ്ദേഹത്തിന് നൽകി.

E_1, E_2 എന്നിവ യഥാക്രമം താഴ്ന്നതും ഉയർന്നതുമായ അനുവദനീയ ഊർജനിലകളിലുള്ള ഊർജങ്ങളാണ്. ഈ സമവാക്യം സാധാരണയായി ബോർ ആവൃത്തിനിയമം എന്നാണ് അറിയപ്പെടുന്നത്.

iv) ഒരു ഇലക്ട്രോണിന്റെ കോണീക ആക്കം ക്വാണ്ടീകരിക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. ഒരുനിശ്ചിത സ്ഥിരോർജനിലയിലുള്ള ഇലക്ട്രോണിന്റെ കോണീയആക്കത്തിന്റെ സമവാക്യമാണ് (2.11)

$$m_e vr = n \cdot \frac{h}{2\pi} \qquad n = 1,2,3..... \qquad (2.11)$$

ഇവിടെ m_e, v എന്നിവ ഇലക്ട്രോണിന്റെ മാസ്സും പ്രവേഗവുമാണ്. r എന്നത് ഇലക്ട്രോൺ ഓർബിറ്റിന്റെ ആരമാണ്.

അതായത് കോണീയ ആക്കത്തിന്റെ മൂല്യം $h/2\pi$ യുടെ പൂർണസംഖ്യാ ഗുണിതങ്ങളായി വരുന്ന ഓർബിറ്റുകളിൽകൂടി മാത്രമേ ഒരു ഇലക്ട്രോണിന് ചലിക്കാനാകുകയുള്ളൂ. ഇതിനർഥം കോണീയ ആക്കം ക്വാണ്ടീകരിക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്നുവെന്നാണ്. കോണീയ ആക്കത്തിന്റെ ക്വാണ്ടീകരിക്കപ്പെട്ട ഒരു മൂല്യത്തിൽ നിന്ന് മറ്റൊന്നിലേക്ക് ഇലക്ട്രോൺ സംക്രമണം നടക്കുമ്പോൾ മാത്രമാണ് വികിരണം പുറപ്പെടുവിക്കുകയോ ആഗിരണം ചെയ്യപ്പെടുകയോ ചെയ്യുന്നത്. അതുകൊണ്ട് മാക്സ്‌വെല്ലിന്റെ വൈദ്യുതകാന്തിക സിദ്ധാന്തം ഇവിടെ പ്രായോഗികമാകുന്നില്ല. അതുകൊണ്ടാണ് ചില നിശ്ചിത ഓർബിറ്റുകൾ മാത്രം അനുവദനീയമാകുന്നത്.

ബോർ സ്ഥിരോർജനിലകളുടെ ഊർജനിർധാരണത്തെക്കുറിച്ചുള്ള വിശദാംശങ്ങൾ വളരെ സങ്കീർണമാണ്. അത് ഉയർന്ന ക്ലാസുകളിൽ ചർച്ചചെയ്യപ്പെടുന്നതാണ്. എന്നിരുന്നാലും ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റം സംബന്ധിച്ച, ബോറിന്റെ സിദ്ധാന്തം അനുസരിച്ച്:

a) ഇലക്ട്രോണിന്റെ സ്ഥിരോർജനിലകൾ n = 1, 2, 3 ... എന്നിങ്ങനെ ക്രമപ്പെടുത്താം. ഈ സംഖ്യകൾ (ഭാഗം 2.6.2) **മുഖ്യ ക്വാണ്ടംസംഖ്യകൾ** എന്ന് അറിയപ്പെടുന്നു.

b) സ്ഥിരോർജനിലകളുടെ ആരം കാണുന്നതിനുള്ള സമവാക്യമാണ്

$$r_n = n^2 a_0 \qquad (2.12)$$

ഇവിടെ a_0 = 52.9 pm ആണ്. അതായത് **ബോർ ഓർബിറ്റ്** എന്നു വിളിക്കുന്ന ആദ്യത്തെ സ്ഥിരോർജനിലയുടെ ആരം a_0 = 52.9 pm. ഈ ഓർബിറ്റിലാണ് സാധാരണയായി ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിലെ ഇലക്ട്രോണിനെ കണ്ടെത്താനാകുന്നത് (അതായത് n = 1). n വർധിക്കുന്നതിനനുസരിച്ച് r ന്റെ മൂല്യവും വർധിക്കുന്നു. മറ്റൊരു വിധത്തിൽ പറഞ്ഞാൽ, അപ്പോൾ ഇലക്ട്രോൺ ന്യൂക്ലിയസിൽ നിന്ന് അകന്നു നിൽക്കുന്നു.

c) ഇലക്ട്രോണുമായി ബന്ധപ്പെട്ട ഏറ്റവും പ്രധാനപ്പെട്ട വസ്തുത സ്ഥിരോർജനിലയിലെ ഊർജമാണ്. അത് കാണുന്നതിനുള്ള സമവാക്യമാണ്.

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

ഇവിടെ R_H റൈഡ്ബർഗ് സ്ഥിരാങ്കം എന്നറിയപ്പെടുന്നു. അതിന്റെ മൂല്യം 2.18×10^{-18} J.

നിമ്നോർജാവസ്ഥ (ground state) എന്നറിയപ്പെടുന്ന ഏറ്റവും താഴ്ന്ന നിലയുടെ ഊർജമാണ്.

$$E_1 = -2.18\times10^{-18}\left(\frac{1}{1^2}\right) = -2.18\times10^{-18}\ \text{J}.$$

n = 2 എന്ന സ്ഥിരോർജനിലയിലെ ഊർജമാണ്

$$E_2 = -2.18\times10^{-18}\ \text{J}\left(\frac{1}{2^2}\right) = -0.545\times10^{-18}\ \text{J}.$$

ചിത്രം 2.11 ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിലെ വ്യത്യസ്ത സ്ഥിരോർജനിലകളുടെ ഊർജത്തെ അല്ലെങ്കിൽ ഊർജനിലകളെ ചിത്രീകരിക്കുന്നു. ഈ പ്രതിനിധീകരണത്തെ ഊർജനിലാരേഖാചിത്രമെന്ന് വിളിക്കുന്നു.

ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിന്റെ നെഗറ്റീവ് ഇലക്ട്രോണിക ഊർജം (E_n) അർഥമാക്കുന്നത് എന്താണ്?

ഒരു ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിലെ ഇലക്ട്രോണിന്റെ ഊർജത്തിന് സാധ്യമായ എല്ലാ ഓർബിറ്റുകളിലും ഒരു നെഗറ്റീവ് അടയാളം ഉണ്ട് (സമവാക്യം : 2.13). ഈ നെഗറ്റീവ് അടയാളം എന്താണ് സൂചിപ്പിക്കുന്നത്? ആറ്റത്തിലെ ഇലക്ട്രോണിന്റെ ഊർജം സ്ഥിതമായ സ്വതന്ത്രഇലക്ട്രോണിന്റെ ഊർജത്തെക്കാൾ താഴ്ന്നതാണെന്നാണ് ഈ നെഗറ്റീവ് അടയാളം സൂചിപ്പിക്കുന്നത്. ഒരുസ്ഥിതസ്വതന്ത്ര ഇലക്ട്രോൺ ന്യൂക്ലിയസിൽ നിന്ന് വളരെ അകലത്തിൽ ഉള്ള ഒരു ഇലക്ട്രോണാണ്, അതിന് നല്കിയിരിക്കുന്ന ഊർജമൂല്യം പൂജ്യമാണ്. ഗണിതപരമായി, ഇത് സമവാക്യം (2.13)ൽ n-ന്റെ മൂല്യം അനന്തമാകുന്നതിന് തുല്യമായിരിക്കും. അപ്പോൾ $E_{\infty} = 0$ ആയിരിക്കും. ഇലക്ട്രോൺ ന്യൂക്ലിയസിന് അടുത്തെത്തുമ്പോൾ (n കുറയുമ്പോൾ), E_n അതിന്റെ കേവലമൂല്യത്തിൽ കൂടുതൽ കൂടുതൽ വലുതും നെഗറ്റീവും ആയിത്തീരുന്നത് ഏറ്റവും ഉയർന്ന നെഗറ്റീവ് ഊർജമൂല്യം n = 1 ആകുമ്പോഴാണ്. ഇത് ഏറ്റവും സുസ്ഥിര ഓർബിറ്റിനെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു. ഇതിനെ നിമ്നോർജാവസ്ഥ (ground state) എന്ന് വിളിക്കുന്നു.

ഇലക്ട്രോൺ ന്യൂക്ലിയസിന്റെ സ്വാധീനത്തിൽ നിന്ന് സ്വതന്ത്രമാകുമ്പോൾ, ഊർജം പൂജ്യമായി കണക്കാക്കും. ഈ അവസ്ഥയിൽ ഇലക്ട്രോൺ, പ്രാഥമിക ക്വാണ്ടം സംഖ്യ = n = ∞ എന്ന ഊർജനിലയിലായിരിക്കും. ഇതിനെ അയോണീകരിച്ച ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റം എന്ന് പറയുന്നു. ഇലക്ട്രോൺ ന്യൂക്ലിയസിനാൽ ആകർഷിക്കപ്പെട്ട് n എന്ന ഓർബിറ്റിലായിരിക്കുമ്പോൾ ഊർജം പുറന്തള്ളപ്പെടുകയും, അതിന്റെ ഊർജം കുറയുകയും ചെയ്യുന്നു. അതാണ് സമവാക്യം (2.13) ലെ നെഗറ്റീവ് ചിഹ്നത്തിനു കാരണം. മാത്രമല്ല ഇത് ഊർജം പൂജ്യവും n = ∞ എന്ന അവസ്ഥയെയും അപേക്ഷിച്ചുള്ള സ്ഥിരതയെ കാണിക്കുന്നു.

d) ബോറിന്റെ സിദ്ധാന്തം ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങളെപ്പോലെ ഒരു ഇലക്ട്രോൺ മാത്രമടങ്ങിയ അയോണുകൾക്കും പ്രയോഗിക്കാവുന്നതാണ്. ഉദാഹരണത്തിന്, He^{+}, Li^{2+}, Be^{3+} തുടങ്ങിയവ. അത്തരം അയോണു (ഹൈഡ്രജൻ സമാനസ്പീഷിസ്) കളുമായി ബന്ധപ്പെട്ട സ്ഥിരോർജനിലകളുടെ ഊർജം,

$$E_n = -2.18\times10^{-18}\left(\frac{Z^2}{n^2}\right)\text{J} \qquad (2.14)$$

ആരം കാണുന്നതിനുള്ള സമവാക്യം:

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

ഇവിടെ Z ആറ്റോമികസംഖ്യയാണ്. ഹീലിയം, ലിഥിയം തുടങ്ങിയ ആറ്റങ്ങൾക്ക് ഇതിന്റെ മൂല്യം യഥാക്രമം 2, 3 എന്നിങ്ങനെയാണ്. മുകളിലുള്ള സമവാക്യങ്ങളിൽ നിന്ന്, Z-ന്റെ വർധനവിനനുസരിച്ച് ഊർജത്തിന്റെ മൂല്യം കൂടുതൽ നെഗറ്റീവ് ആയിത്തീരുന്നു എന്നും ആരം കുറയുന്നുവെന്നും വ്യക്തമാണ്. അതായത് ഇലക്ട്രോൺ ന്യൂക്ലിയസുമായി ഗാഢമായി ബന്ധിക്കപ്പെടുന്നു.

e) ഇത്തരം ഓർബിറ്റുകളിൽ സഞ്ചരിക്കുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളുടെ വേഗത കണക്കാക്കാനും സാധ്യമാണ്. കൃത്യമായ സമവാക്യം ഇവിടെ നൽകിയിട്ടില്ലെങ്കിലും, ന്യൂക്ലിയസിന്റെ പോസിറ്റീവ് ചാർജ് വർധനവിനനുസരിച്ച് ഇലക്ട്രോൺ പ്രവേഗം കൂടുമെന്നും മുഖ്യ ക്വാണ്ടംസംഖ്യാമൂല്യം വർധിക്കുന്നതിനനുസരിച്ച് ഇലക്ട്രോൺ പ്രവേഗം കുറയുമെന്നും സാമാന്യമായി മനസിലാക്കാവുന്നതാണ്.

2.4.1 ഹൈഡ്രജൻ രേഖാസ്പെക്ട്രത്തിന്റെ വിശദീകരണം

പാഠഭാഗം 2.3.3 ൽ സൂചിപ്പിച്ചതുപോലെ ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിന്റെ രേഖാസ്പെക്ട്രത്തെ ബോറിന്റെ മാതൃക ഉപയോഗിച്ച് പരിമാണികമായി വിശദീകരിക്കാനാകും. അനുമാനം 2 അനുസരിച്ച്, കുറഞ്ഞ മുഖ്യ ക്വാണ്ടം സംഖ്യയുള്ള ഓർബിറ്റിൽ നിന്ന് ഇലക്ട്രോൺ കൂടിയ മുഖ്യ ക്വാണ്ടംസംഖ്യയുള്ള ഓർബിറ്റിലേക്ക് നീങ്ങുമ്പോൾ, വികിരണം (ഊർജം) ആഗിരണം ചെയ്യുന്നു. ഇലക്ട്രോൺ ഉയർന്ന ഓർബിറ്റിൽ നിന്ന് താഴ്ന്ന ഓർബിറ്റിലേക്ക് നീങ്ങുമ്പോൾ വികിരണം (ഊർജം) ഉത്സർജി

ക്കുന്നു. രണ്ട് ഓർബിറ്റുകൾ തമ്മിലുള്ള ഊർജവിടവ് കാണുന്നതിനുള്ള സമവാക്യമാണ് (2.16).

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

സമവാക്യങ്ങൾ (2.13), (2.16) എന്നിവ യോജിപ്പിച്ചാൽ

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

(ഇവിടെ n_i, n_f എന്നിവ പ്രാരംഭ ഓർബിറ്റിനെയും അന്തിമ ഓർബിറ്റിനെയും സൂചിപ്പിക്കുന്നു)

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

ഫോട്ടോണിന്റെ ആഗിരണം, ഉത്സർജനം എന്നിവയുമായി ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്ന ആവൃത്തി (ν), സമവാക്യം (2.18) ഉപയോഗിച്ച് കണക്കാക്കാം.

$$\nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{R_H}{h}\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right)$$

$$= \frac{2.18 \times 10^{-18}\ J}{6.626 \times 10^{-34}\ J\ s}\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right) \qquad (2.18)$$

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

തരംഗസംഖ്യയിൽ ($\bar{\nu}$) പ്രതിപാദിക്കുമ്പോൾ

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

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

$$= 1.09677 \times 10^7\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right) m^{-1} \qquad (2.21)$$

ആഗിരണസ്പെക്ട്രത്തിൽ $n_f > n_i$ ആയിരിക്കും. ബ്രാക്കറ്റിനുള്ളിലെ ഘടകം പോസിറ്റീവ് ആകുകയും ഊർജം ആഗിരണം ചെയ്യുകയും ചെയ്യുന്നു. നേരെമറിച്ച് ഉത്സർജനസ്പെക്ട്രത്തിൽ $n_i > n_f$ ആയിരിക്കും. ആയതിനാൽ ΔE നെഗറ്റീവ് ആകുകയും, ഊർജം പുറത്തുവിടുകയും ചെയ്യുന്നു.

സമവാക്യം (2.17) റൈഡ്ബെർഗ്, അദ്ദേഹത്തിന്റെ കാലഘട്ടത്തിൽ ലഭ്യമായ പരീക്ഷണാത്മക ദത്തങ്ങൾ ഉപയോഗിച്ച് കണ്ടെത്തിയ സമവാക്യത്തിന് (2.9) സദൃശമാണ്. കൂടാതെ, ഓരോ സ്പെക്ട്രൽ രേഖയെയും അത് ആഗിരണസ്പെക്ട്രമായാലും ഉത്സർജന സ്പെക്ട്രമായാലും, ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിലെ നിശ്ചിത സംക്രമണവുമായി ബന്ധപ്പെടുത്താവുന്നതാണ്. വളരെയധികം ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങൾ ഉണ്ടെങ്കിൽ, വ്യത്യസ്തമായ സംക്രമണങ്ങൾ ഉണ്ടാകുകയും ആയത് ധാരാളം സ്പെക്ട്രൽരേഖകളിലേക്ക് നയിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. സ്പെക്ട്രൽരേഖകളുടെ തിളക്കം അല്ലെങ്കിൽ തീവ്രത ആഗിരണം ചെയ്യുന്ന അല്ലെങ്കിൽ പുറത്തുവിടുന്ന ഒരേ തരംഗദൈർഘ്യമുള്ള അല്ലെങ്കിൽ ആവൃത്തിയുള്ള ഫോട്ടോണുകളുടെ എണ്ണത്തെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു.

പ്രശ്നം 2.10

ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിലെ n = 5 എന്ന നിലയിൽ നിന്ന് n = 2 എന്ന നിലയിലേക്ക് സംക്രമണം നടക്കുമ്പോൾ പുറപ്പെടുവിക്കുന്ന ഒരു ഫോട്ടോണിന്റെ ആവൃത്തിയും തരംഗദൈർഘ്യവും എത്രയാണ്?

ഉത്തരം

$n_i = 5$, $n_f = 2$ ആകയാൽ ഈ സംക്രമണം മൂലമുണ്ടാകുന്ന സ്പെക്ട്രൽരേഖ ദൃശ്യമണ്ഡലത്തിൽ ബാമർശ്രേണിയിൽ ആയിരിക്കും. സമവാക്യം (2.17) പ്രകാരം

$$\Delta E = 2.18 \times 10^{-18}\ J\left[\frac{1}{5^2} - \frac{1}{2^2}\right]$$

$$= -4.58 \times 10^{-19}\ J$$

ഇത് ഉത്സർജനോർജം ആണ്. ഫോട്ടോണിന്റെ ആവൃത്തി (ഊർജം, ചിഹ്നം പരിഗണിക്കാതെ അളവ് മാത്രമെടുക്കുമ്പോൾ)

$$\nu = \frac{\Delta E}{h}$$

$$= \frac{4.58 \times 10^{-19}\ J}{6.626 \times 10^{-34}\ J\ s}$$

$$= 6.91 \times 10^{14}\ Hz$$

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

പ്രശ്നം 2.11

He^{+} -ന്റെ ആദ്യ ഓർബിറ്റിന്റെ ഊർജം കണക്കാക്കുക. ഈ ഓർബിറ്റിന്റെ ആരം എത്രയാണ്?

ഉത്തരം

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

He^+, $n = 1$, $Z = 2$

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

സമവാക്യം (2.15) പ്രകാരം ഓർബിറ്റിന്റെ ആരം

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

$n = 1$ ഉം $Z = 2$ ഉം ആയതിനാൽ

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

2.4.2 ബോർമാതൃകയുടെ പരിമിതികൾ

റുഥർഫോർഡ് ന്യൂക്ലിയർആറ്റം മാതൃകയെക്കാൾ മികച്ചതാണ് ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിന്റെ ബോർ മാതൃക എന്ന് സംശയലേശമെന്യേ പറയാം. കാരണം അതിനു ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിന്റെയും ഹൈഡ്രജൻ സമാനമായ അയോണുകളുടെയും (ഉദാഹരണത്തിന്, He^+, Li^{2+}, Be^{3+}, തുടങ്ങിയവ) സ്ഥിരതയും രേഖാസ്പെക്ട്രവും വിശദീകരിക്കാൻ കഴിഞ്ഞു. എന്നിരുന്നാലും, ബോർ മാതൃക താഴെപ്പറയുന്ന കാര്യങ്ങൾ വിശദീകരിക്കാൻ പറ്റാത്തത്ര ലളിതമായിരുന്നു.

i) കൂടുതൽ മികവുള്ള സ്പെക്ട്രോസ്കോപ്പി സാങ്കേതികവിദ്യ ഉപയോഗിച്ചുകിട്ടുന്ന ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റം സ്പെക്ട്രത്തിന്റെ സൂക്ഷ്മ വിശദാംശങ്ങൾ (ഡബ്ളറ്റ് അടുത്തായി സ്ഥിതിചെയ്യുന്ന രണ്ട് രേഖകൾ) വിശദീകരിക്കുന്നതിൽ ഈ മാതൃക പരാജയപ്പെടുന്നു. ഹൈഡ്രജൻ ഒഴിച്ചുള്ള മറ്റ് ആറ്റങ്ങളുടെ സ്പെക്ട്രം വിശദീകരിക്കാനും ഈ മാതൃകയ്ക്ക് കഴിയുന്നില്ല. ഉദാഹരണത്തിന്, രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകൾ മാത്രം ഉള്ള ഹീലിയം ആറ്റം. കൂടാതെ, ബോർ സിദ്ധാന്തത്തിന് കാന്തികക്ഷേത്രത്തിന്റെ സാന്നിദ്ധ്യത്തിൽ (സീമാൻ പ്രഭാവം) അല്ലെങ്കിൽ വൈദ്യുതക്ഷേത്രത്തിന്റെ സാന്നിദ്ധ്യത്തിൽ (സ്റ്റാർക്ക് പ്രഭാവം) സ്പെക്ട്രൽ രേഖകളുടെ വിഭജനം വിശദീകരിക്കാനും കഴിഞ്ഞില്ല.

ii) രാസബന്ധനത്തിലൂടെ തന്മാത്രകൾ രൂപീകരിക്കാനുള്ള ആറ്റങ്ങളുടെ കഴിവ് വിശദീകരിക്കാൻ ഈ മാതൃകയ്ക്ക് കഴിയുന്നില്ല.

മറ്റൊരുവിധത്തിൽ പറഞ്ഞാൽ, മുകളിൽ പറഞ്ഞ കാര്യങ്ങൾ കണക്കിലെടുക്കുമ്പോൾ, സങ്കീർണമായ ആറ്റങ്ങളുടെ ഘടനയുടെ സവിശേഷതകൾ വിശദീകരിക്കാൻ കഴിയുന്ന മികച്ച ഒരു സിദ്ധാന്തം ആവശ്യമാണ്.

2.5 ആറ്റത്തിന്റെ ക്വാണ്ടം ബലതന്ത്രമാതൃക (Quantum Mechanical Model of the Atom)

ബോർമാതൃകയുടെ കുറവുകൾ കണക്കിലെടുത്ത് ആറ്റങ്ങൾക്ക് കൂടുതൽ അനുയോജ്യവും പൊതുവായുള്ളതുമായ മാതൃക വികസിപ്പിക്കാനുള്ള ശ്രമങ്ങളുണ്ടായി. അത്തരം ഒരു മാതൃകയുടെ രൂപവത്കരണത്തിൽ ഗണ്യമായ സംഭാവന നൽകിയ രണ്ടു പ്രധാനപ്പെട്ട സംഭവവികാസങ്ങളാണ്:

1. ദ്രവ്യത്തിന്റെ ദ്വൈതസ്വഭാവം,
2. ഹൈസൻബർഗ് അനിശ്ചിതത്വസിദ്ധാന്തം എന്നിവ.

2.5.1 ദ്രവ്യത്തിന്റെ ദ്വൈതസ്വഭാവം (Dual behaviour of matter)

1924 ൽ ഫ്രഞ്ച് ഭൗതികശാസ്ത്രജ്ഞനായ ദ ബ്രോളി, മുന്നോട്ടുവച്ച ആശയപ്രകാരം, വികിരണങ്ങളെപ്പോലെ ദ്രവ്യവും ദ്വൈതസ്വഭാവം അതായത് കണികാസ്വഭാവവും തരംഗസ്വഭാവവും പ്രകടമാക്കണം. ഇതിനർഥം ഫോട്ടോണിന് ആക്കവും, തരംഗദൈർഘ്യവും ഉള്ളതുപോലെ, ഇലക്ട്രോണുകൾക്കും ആക്കവും തരംഗദൈർഘ്യവും ഉണ്ടായിരിക്കണം. ഈ സാദൃശ്യത്തിൽ നിന്ന് ദ ബ്രോളി ഒരു കണികയുടെ തരംഗദൈർഘ്യം (λ), ആക്കം (p) എന്നിവ തമ്മിലുള്ള ബന്ധം പ്രസ്താവിച്ചു;

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

ഇവിടെ m കണങ്ങളുടെ മാസും, v, p അവയുടെ പ്രവേഗവും ആക്കവുമാണ്. ഇലക്ട്രോൺ കിരണങ്ങൾ, തരംഗങ്ങളെപ്പോലെ വിഭംഗനത്തിന് വിധേയമാകുന്നു

ലൂയി ദ ബ്രോളി (1892 - 1987)

ഒരു ഫ്രഞ്ച് ഭൗതികശാസ്ത്രജ്ഞനായ ലൂയി ദ ബ്രോളി 1910 കളുടെ ആരംഭത്തിൽ തന്റെ ബിരുദക്ലാസ്സിൽ ചരിത്രമാണ് പഠിച്ചത്. എന്നാൽ ഒന്നാം ലോകമഹായുദ്ധത്തിൽ റേഡിയോ ആശയവിനിമയത്തിനായി തനിക്കു ലഭിച്ച നിയമനത്തിന്റെ ഫലമായി അദ്ദേഹത്തിന്റെ താൽപര്യം ശാസ്ത്രത്തിലേക്ക് തിരിഞ്ഞു. 1924 ൽ പാരിസ് സർവ്വകലാശാലയിൽ നിന്ന് അദ്ദേഹത്തിനു ഡോക്ടർ ഓഫ് സയൻസ് പദവി ലഭിച്ചു. 1932 മുതൽ 1962 ൽ വിരമിക്കുന്നത് വരെ അദ്ദേഹം പാരിസ് സർവകലാശാലയിലെ സൈദ്ധാന്തിക ഭൗതിക അധ്യാപകനായിരുന്നു. 1929 ൽ അദ്ദേഹത്തിനു ഭൗതികശാസ്ത്ര നൊബേൽ സമ്മാനം ലഭിച്ചു.

ണ്ടെന്നത് ഡിബ്രോളിയുടെ പ്രവചനത്തിന് പരീക്ഷണത്തിലൂടെ സ്ഥിരീകരണം നല്കുന്നു. ഈ വസ്തുത ഇലക്ട്രോൺ മൈക്രോസ്കോപ്പ് നിർമിക്കുന്നതിന് ഉപയോഗപ്പെടുത്തുന്നു. ഒരു സാധാരണ മൈക്രോസ്കോപ്പിൽ പ്രകാശത്തിന്റെ തരംഗസ്വഭാവം ഉപയോഗപ്പെടുത്തുന്നതുപോലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ തരംഗസ്വഭാവമാണ് ഇലക്ട്രോൺ മൈക്രോസ്കോപ്പിൽ അടിസ്ഥാനമാക്കിയിട്ടുള്ളത്. ആധുനികശാസ്ത്രഗവേഷണരംഗത്തെ വളരെ ഉപയോഗപ്രദമായ ഒരുപകരണമാണ് ഇലക്ട്രോൺ മൈക്രോസ്കോപ്പ്. കാരണം ഇതുപയോഗിച്ച് ഒരു വസ്തു ഏകദേശം 15 ദശലക്ഷം മടങ്ങ് വലിപ്പത്തിൽ കാണാൻ സാധിക്കും.

ഡിബ്രോളിയുടെ അഭിപ്രായത്തിൽ ചലനത്തിലുള്ള എല്ലാ വസ്തുക്കൾക്കും ഒരു തരംഗസ്വഭാവം ഉണ്ട്. സാധാരണ വസ്തുക്കളുമായി ബന്ധപ്പെട്ട തരംഗദൈർഘ്യങ്ങൾ വളരെ ചുരുങ്ങിയതാണ് (അവയുടെ കൂടിയ മാസ് കാരണം). അതുകൊണ്ട് അവയുടെ തരംഗങ്ങളെ തിരിച്ചറിയാൻ കഴിയുകയില്ല. എന്നാൽ ഇലക്ട്രോണുകളുമായും മറ്റ് ഉപആറ്റോമികകണികകളു (വളരെ ചെറിയ മാസ്സുള്ള) മായി ബന്ധപ്പെട്ട തരംഗദൈർഘ്യങ്ങൾ പരീക്ഷണത്തിലൂടെ കണ്ടുപിടിക്കാം. താഴെപ്പറയുന്ന പ്രശ്നങ്ങളിൽ ലഭിച്ച ഫലങ്ങൾ ഈ വസ്തുതകൾ ഗുണപരമായി തെളിയിക്കുന്നു.

പ്രശ്നം 2.12

$10\ m\ s^{-1}$ വേഗതയിൽ സഞ്ചരിക്കുന്ന 0.1 കിലോഗ്രാം മാസുള്ള ഒരു പന്തിന്റെ തരംഗദൈർഘ്യമെന്താണ്?

ഉത്തരം

ഡി ബ്രോളീസമവാക്യം അനുസരിച്ച് (2.22)

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

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

പ്രശ്നം 2.13

ഒരു ഇലക്ട്രോണിന്റെ മാസ് 9.1×10^{-31} കിലോഗ്രാം ആണ്. അതിന്റെ K.E. (ഗതികോർജം) 3.0×10^{-25} J ആണെങ്കിൽ തരംഗദൈർഘ്യം കണക്കുകൂട്ടുക?

ഉത്തരം

K.E. = $\frac{1}{2} mv^2$ ആയതിനാൽ

$$v = \left(\frac{2K.E.}{m}\right)^{1/2} = \left(\frac{2 \times 3.0 \times 10^{-25}\ kg\ m^2 s^{-2}}{9.1 \times 10^{-31}\ kg}\right)^{1/2}$$

$$= 812\ m\ s^{-1}$$

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

$$= 8967 \times 10^{-10}\ m = 896.7\ nm$$

പ്രശ്നം 2.14

3.6 Å തരംഗദൈർഘ്യമുള്ള ഒരു ഫോട്ടോണിന്റെ മാസ് കണക്കാക്കുക

ഉത്തരം

$\lambda = 3.6\ Å = 3.6 \times 10^{-10}\ m$

ഫോട്ടോണിന്റെ പ്രവേഗം = പ്രകാശ പ്രവേഗം

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

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

2.5.2 ഹൈസെൻബെർഗിന്റെ അനിശ്ചിതത്വസിദ്ധാന്തം (Heisenberg's Uncertainty Principle)

1927 ൽ ജർമൻ ഭൗതികശാസ്ത്രജ്ഞനായ വെർണർ ഹൈസെൻബെർഗ്, അനിശ്ചിതത്വസിദ്ധാന്തം ആവിഷ്കരിച്ചു. ഇത് ദ്രവ്യത്തിന്റെയും വികിരണത്തിന്റെയും ദ്വൈതസ്വഭാവത്തിന്റെ അനന്തരഫലമാണ്. ഈ സിദ്ധാന്തപ്രകാരം '**ഒരു ഇലക്ട്രോണിന്റെ കൃത്യമായ സ്ഥാനം, കൃത്യമായ ആക്കം (അല്ലെങ്കിൽ പ്രവേഗം) എന്നിവ ഒരേ സമയം കണ്ടുപിടിക്കുവാൻ സാധ്യമല്ല**'.

ഗണിതപരമായി, ഇത് സമവാക്യം 2.23 കൊണ്ട് സൂചിപ്പിക്കാം.

$$\Delta x \times \Delta p_x \geq \frac{h}{4\pi} \qquad (2.23)$$

$$\text{or} \quad \Delta x \times \Delta(m v_x) \geq \frac{h}{4\pi}$$

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

ഇവിടെ Δx എന്നത് സ്ഥാനത്തിലെ അനിശ്ചിതത്വവും, Δp_x (അല്ലെങ്കിൽ Δv_x) എന്നത് ആക്കത്തിലെ (അല്ലെങ്കിൽ പ്രവേഗത്തിലെ) അനിശ്ചിതത്വവുമാണ്. ഇലക്ട്രോണിന്റെ സ്ഥാനം വളരെയധികം കൃത്യമായി കണ്ടുപിടിക്കാമെങ്കിൽ (Δx ചെറുതാണ്), ഇലക്ട്രോണിന്റെ പ്രവേഗത്തിൽ വലിയ അനിശ്ചിതത്വം ($\Delta (v_x)$) ഉണ്ടാകും. നേരെമറിച്ച്, ഇലക്ട്രോണിന്റെ പ്രവേഗം കൃത്യമായി അറിയാമെങ്കിൽ (Δv_x ചെറുതാണ്), ഇലക്ട്രോണിന്റെ സ്ഥാനം അനിശ്ചിതമായിരിക്കും

(Δx വലുത്). അങ്ങനെ, ഇലക്ട്രോണിന്റെ സ്ഥാനം അല്ലെങ്കിൽ പ്രവേഗം കണ്ടുപിടിക്കുമ്പോൾ, ഫലം എല്ലായ്പ്പോഴും അവ്യക്തമായിരിക്കും.

ഒരു ഉദാഹരണത്തിന്റെ സഹായത്തോടെ അനിശ്ചിതത്വസിദ്ധാന്തം മനസിലാക്കാവുന്നതാണ്. അങ്കനങ്ങളില്ലാത്ത ഒരു മീറ്റർസ്കെയിൽ ഉപയോഗിച്ച് ഒരു ഷീറ്റ് പേപ്പറിന്റെ കനം അളക്കാൻ ആവശ്യപ്പെടുന്നു എന്ന് കരുതുക. തീർച്ചയായും, ലഭിച്ച ഫലങ്ങൾ ഒട്ടും കൃത്യതയില്ലാത്തതും അർഥമില്ലാത്തതുമായിരിക്കും. കൃത്യത കൈവരിക്കണമെങ്കിൽ പേപ്പർ ഷീറ്റിനേക്കാൾ കനം കുറവായ ഏകകങ്ങൾ രേഖപ്പെടുത്തിയ ഒരു ഉപകരണം ഉപയോഗിക്കേണ്ടതാണ് അതുപോലെ ഒരു ഇലക്ട്രോണിന്റെ സ്ഥാനം നിർണയിക്കുന്നതിന്, നാം ഇലക്ട്രോണിന്റെ അളവുകളേക്കാൾ ചെറുതായ ഏകകങ്ങളാൽ രേഖപ്പെടുത്തിയ ഒരു മീറ്റർസ്കെയിൽ ഉപയോഗിക്കണം (ഒരു ഇലക്ട്രോണിനെ ഒരു പോയിന്റ് ചാർജ് ആയും അങ്ങനെ വ്യാപ്തിയില്ലാത്തതായും കണക്കാക്കുന്നു). ഒരു ഇലക്ട്രോണിനെ നിരീക്ഷിക്കുന്നതിന് നമുക്ക് 'പ്രകാശം' അല്ലെങ്കിൽ വൈദ്യുതകാന്തികവികിരണം ഉപയോഗിച്ച് അതിനെ പ്രകാശിപ്പിക്കാം. ഒരു ഇലക്ട്രോണിന്റെ അളവുകളേക്കാൾ കുറഞ്ഞ തരംഗദൈർഘ്യമുള്ള പ്രകാശം ആണ് ഉപയോഗിക്കേണ്ടത്. അത്തരം പ്രകാശത്തിന്റെ ഉയർന്ന ആക്കമുള്ള $\left(p=\frac{h}{\lambda}\right)$ ഫോട്ടോണുകൾ കൂട്ടിമുട്ടുന്നതിലൂടെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ഊർജം വ്യത്യാസപ്പെടും. ഈ പ്രക്രിയയിൽ നമുക്ക് ഇലക്ട്രോണിന്റെ സ്ഥാനം കണ്ടുപിടിക്കാൻ കഴിയുമെങ്കിലും, കൂട്ടിയിടിക്ക് ശേഷം ഇലക്ട്രോണിന്റെ പ്രവേഗത്തെക്കുറിച്ച് നമുക്ക് കൃത്യത ലഭിക്കുന്നില്ല.

അനിശ്ചിതത്വസിദ്ധാന്തത്തിന്റെ പ്രാധാന്യം

ഹൈസൻബർഗ് അനിശ്ചിതത്വസിദ്ധാന്തത്തിന്റെ പ്രധാന അർഥതലങ്ങളിൽ ഒന്ന്, **ഇലക്ട്രോണുകളും മറ്റ് സമാന കണങ്ങളും കൃത്യമായ പരിക്രമണപഥത്തിലോ പഥങ്ങളിലോ നിലനിൽക്കുന്നില്ല എന്നതാണ്.** ഒരു വസ്തുവിന്റെ പരിക്രമണപഥം നിർണയിക്കുന്നത് പല നിമിഷങ്ങളിലുള്ള അതിന്റെ സ്ഥാനവും വേഗതയുമാണ്. ഒരു വസ്തു ഒരു പ്രത്യേക സന്ദർഭത്തിൽ എവിടെയാണെന്ന് നമുക്ക് അറിയാമെങ്കിൽ അതുപോലെ അതിന്റെ പ്രവേഗവും അതിൽ പ്രവർത്തിക്കുന്ന ബലങ്ങളും അറിയാമെങ്കിൽ ആ വസ്തു കുറച്ചു സമയം കഴിയുമ്പോൾ എവിടെയാണെന്ന് നമുക്ക് പറയാൻ കഴിയും. അതുകൊണ്ട് ഒരു വസ്തുവിന്റെ സ്ഥാനവും പ്രവേഗവും അതിന്റെ പാതയെ നിശ്ചയിക്കുമെന്ന് തീരുമാനിക്കാം. ഇലക്ട്രോണിനെ പോലെയുള്ള ഒരു ഉപആറ്റോമിക വസ്തുവിന്റെ ഏത് സമയത്തുമുള്ള സ്ഥാനവും പ്രവേഗവും കൃത്യതയോടെ നിർണയിക്കാൻ സാധ്യമല്ല. അതുകൊണ്ട്, ഒരു ഇലക്ട്രോണിന്റെ പരിക്രമണപഥത്തെക്കുറിച്ച് പറയാനും സാധ്യമല്ല.

ഹൈസൻബർഗ് അനിശ്ചിതത്വസിദ്ധാന്തത്തിന്റെ പ്രഭാവം സൂക്ഷ്മവസ്തുക്കളുടെ ചലനത്തിനു മാത്രമാണ് ബാധകമായിട്ടുള്ളത്. അത് സ്ഥൂല വസ്തുക്കളുടെ കാര്യത്തിൽ തള്ളിക്കളയാവുന്നതാണ്. ഇത് താഴെ പറയുന്ന ഉദാഹരണങ്ങളിൽ നിന്ന് കാണാൻ കഴിയും.

ഒരു മില്ലിഗ്രാം (10^{-6} കിലോ ഗ്രാം), മാസുള്ള ഒരു വസ്തുവിൽ അനിശ്ചിതത്വസിദ്ധാന്തം പ്രയോഗിക്കുകയാണെങ്കിൽ,

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

$$= \frac{6.626\times10^{-34}\ \mathrm{J\,s}}{4\times3.1416\times10^{-6}\ \mathrm{kg}} \approx 10^{-28}\mathrm{m}^2\mathrm{s}^{-1}$$

ലഭിച്ച $\Delta v \Delta x$ ന്റെ മൂല്യം വളരെ ചെറുതും വളരെ നിസ്സാരവുമാണ്. അതുകൊണ്ട്, മില്ലിഗ്രാം വലിപ്പമോ ഭാരം കൂടിയതോ ആയ വസ്തുക്കളുടെ കാര്യത്തിൽ, അനിശ്ചിതത്വത്തിന് യഥാർഥത്തിൽ പങ്കൊന്നുമില്ല.

വെർണർ ഹൈസൻബർഗ് (1901 – 1976)

1923 ൽ മ്യൂണിക് (Munich) യൂണിവേഴ്സിറ്റിയിൽ നിന്ന് വെർണർ ഹൈസൻബർഗിനു ഭൗതികശാസ്ത്രത്തിൽ പി.എച്ച്.ഡി. ലഭിച്ചു. അദ്ദേഹം മാക്സ് ബോണുമായി ഗോട്ടിങ്ങനിൽ ഒരു വർഷവും നീൽസ് ബോറുമൊത്ത് കോപൻഹേഗനിൽ മൂന്നുവർഷവും പ്രവർത്തിച്ചു. 1927 മുതൽ 1941 വരെ ലീപ്സിഗ് സർവകലാശാലയിലെ ഭൗതികശാസ്ത്ര പ്രൊഫസറായിരുന്നു. രണ്ടാം ലോകമഹായുദ്ധസമയത്ത് അദ്ദേഹത്തിനു ജർമനിയുടെ ആണവബോംബ് ഗവേഷണത്തിന്റെ ചുമതലയായിരുന്നു. യുദ്ധത്തിനു ശേഷം അദ്ദേഹം ഗോട്ടിങ്ങനിൽ മാക്സ് പ്ലാങ്ക് ഇൻസ്റ്റിറ്റ്യൂട്ട് ഡയറക്ടർ ആയി നിയമിതനായി. അറിയപ്പെടുന്ന ഒരു പർവതാരോഹകൻ ആയിരുന്ന ഹൈസൻബർഗ് 1932 ൽ ഭൗതികശാസ്ത്രത്തിനുള്ള നൊബേൽ സമ്മാനം നേടി.

എന്നാൽ ഒരു ഇലക്ട്രോൺ പോലെയുള്ള മൈക്രോസ്കോപിക് വസ്തുക്കളുടെ കാര്യത്തിൽ ലഭിക്കുന്ന $\Delta v.\Delta x$ വളരെ വലുതാണ്. അത്തരം അനിശ്ചിതാവസ്ഥ വളരെ പ്രധാനമാണ്. ഉദാഹരണത്തിന്, ഹൈസെൻബർഗ് അനിശ്ചിതത്വസിദ്ധാന്തമനുസരിച്ച് 9.11×10^{-31} കിലോ മാസുള്ള ഒരു ഇലക്ട്രോണിന്

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

$$= \frac{6.626 \times 10^{-34}\ \text{Js}}{4 \times 3.1416 \times 9.11 \times 10^{-31}\ \text{kg}}$$

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

അതായത് 10^{-8} അനിശ്ചിതത്വത്തോടെ, സ്ഥാനം കണ്ടുപിടിക്കാൻ ശ്രമിച്ചാൽ പ്രവേഗത്തിലുള്ള അനിശ്ചിതത്വം 10^{4} ആയിരിക്കും. ഇത് വളരെ കൂടിയ മൂല്യം ആയതിനാൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ ബോർ ഓർബിറ്റിൽ (നിശ്ചിതപഥങ്ങൾ) ചലിക്കുന്നു എന്ന **ക്ലാസിക്കൽ ആശയം ശരിയല്ലെന്നു വരുന്നു. അതായത്, ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് കൃത്യമായ സ്ഥാനവും ആക്കവും ഉണ്ടെന്നുള്ള പ്രസ്താവനകൾ ഒഴിവാക്കി അവയുടെ സ്ഥാനവും ആക്കവും ഒരു സംഭാവ്യതയുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ പ്രസ്താവിക്കേണ്ടിയിരിക്കുന്നു. ആറ്റത്തിന്റെ ക്വാണ്ടം മെക്കാനിക്കൽ മാതൃകയിൽ ഇതാണ് സംഭവിക്കുന്നത്.**

പ്രശ്നം 2.15

അനുയോജ്യമായ ഫോട്ടോണുകൾ ഉപയോഗിച്ചിട്ടുള്ള ഒരു മൈക്രോസ്കോപിന്റെ സഹായത്താൽ ഒരു ആറ്റത്തിലെ ഇലക്ട്രോണിന്റെ സ്ഥാനം 0.1 Å അകലത്തിനുള്ളിൽ കണ്ടെത്താനായി. എങ്കിൽ അതിന്റെ പ്രവേഗം അളക്കുമ്പോഴുള്ള അനിശ്ചിതത്വം എത്രയായിരിക്കും?

ഉത്തരം

$$\Delta x\, \Delta p = \frac{h}{4\pi} \quad \text{or} \quad \Delta x\, m\, \Delta v = \frac{h}{4\pi}$$

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

$$\Delta v = \frac{6.626 \times 10^{-34}\ \text{Js}}{4 \times 3.14 \times 0.1 \times 10^{-10}\ \text{m} \times 9.11 \times 10^{-31}\ \text{kg}}$$

$$= 0.579 \times 10^{7}\ \text{m s}^{-1}\ (1\text{J} = 1\ \text{kg m}^2\text{s}^{-2})$$

$$= 5.79 \times 10^{6}\ \text{m s}^{-1}$$

പ്രശ്നം 2.16

ഒരു ഗോൾഫ് പന്തിനു 40g മാസും 45m/s വേഗതയും ഉണ്ട്. വേഗത 2% കൃത്യതയിൽ കണക്കാക്കാൻ സാധിച്ചാൽ, സ്ഥാനത്തിലുണ്ടാകുന്ന അനിശ്ചിതത്വം കണക്കാക്കുക.

ഉത്തരം

വേഗതയിലുണ്ടായ അനിശ്ചിതത്വം 2% ആയതിനാൽ,

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

സമവാക്യം (2.22) ഉപയോഗിച്ച്

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

$$= \frac{6.626 \times 10^{-34}\ \text{Js}}{4 \times 3.14 \times 40\text{g} \times 10^{-3}\ \text{kg g}^{-1}\ (0.9\ \text{m s}^{-1})}$$

$$= 1.46 \times 10^{-33}\ \text{m}$$

ഇത് സാധാരണ അറ്റോമികന്യൂക്ലിയസിന്റെ വ്യാസത്തിനെക്കാൾ ഏതാണ്ട് 10^{18} മടങ്ങ് കുറവാണ്. നേരത്തെ സൂചിപ്പിച്ചതുപോലെ, മാസ് കൂടിയ കണങ്ങൾക്ക്, അനിശ്ചിതത്വസിദ്ധാന്തം അളവുകളുടെ കൃത്യതയിൽ അർഥവത്തായ പരിധി നിശ്ചയിക്കുന്നില്ല.

ബോർ മാതൃകയുടെ പരാജയത്തിനുള്ള കാരണങ്ങൾ

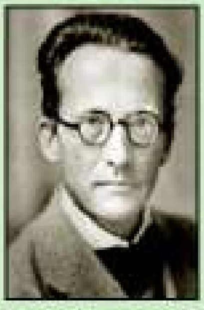
ബോറിന്റെ മാതൃക പരാജയപ്പെട്ടതിന്റെ കാരണം ഇപ്പോൾ നമുക്ക് മനസിലാക്കാവുന്നതാണ്. ബോർ മാതൃകയിൽ ന്യൂക്ലിയസിന് ചുറ്റും ഒരു നിശ്ചിത വൃത്താകാര ഓർബിറ്റിൽ ചലിക്കുന്ന ചാർജിത കണമായാണ് ഇലക്ട്രോൺ കണക്കാക്കപ്പെടുന്നത്. ഇലക്ട്രോണിന്റെ തരംഗസ്വഭാവം ബോർ മാതൃകയിൽ കണക്കാക്കുന്നില്ല. മാത്രമല്ല, ഒരു ഓർബിറ്റ് വ്യക്തമായി നിർവചിക്കപ്പെട്ട ഒരു പാതയാണ്. പക്ഷെ ഇലക്ട്രോണിന്റെ സ്ഥാനവും പ്രവേഗവും ഒരേ സമയം കൃത്യമായി അറിയാമെങ്കിൽ മാത്രമേ ഈ പാത പൂർണമായി നിർവചിക്കാൻ സാധിക്കൂ. ഹൈസെൻബർഗിന്റെ അനിശ്ചിതത്വസിദ്ധാന്തം അനുസരിച്ച് ഇത് സാധ്യമല്ല. അതിനാൽ ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിന്റെ ബോർ മാതൃക, ദ്രവ്യത്തിന്റെ ദ്വൈതസ്വഭാവം അവഗണിക്കുക മാത്രമല്ല ഹൈസെൻബർഗ് അനിശ്ചിതത്വസിദ്ധാന്തത്തിന് വിരുദ്ധവുമാണ്. ബോർ മാതൃകയുടെ സഹജമായ ഈ ബലഹീനതകളുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ, ബോറിന്റെ മാതൃക മറ്റ് ആറ്റങ്ങളിലേക്ക് പരിഗണിക്കുന്നതിൽ അർഥമില്ലായിരുന്നു. വാസ്തവത്തിൽ, ദ്രവ്യത്തിന്റെ തരംഗ-കണികാദ്വൈത സ്വഭാവം വിശദീകരിക്കാനും ഹൈസെൻബർഗിന്റെ അനിശ്ചിതത്വസിദ്ധാന്തവുമായി

പൊരുത്തപ്പെടാനും കഴിയുന്ന ഒരു അറ്റോമികഘടന യിലേക്കുള്ള ഉൾക്കാഴ്ചയാണ് വേണ്ടത്. ക്വാണ്ടം മെക്കാനിക്സിന്റെ ആഗമനത്തോടെയാണ് ഇതിലേക്കെത്തിയത്.

2.6 ആറ്റത്തിന്റെ ക്വാണ്ടം ബലതന്ത്രമാതൃക

ന്യൂട്ടന്റെ ചലനനിയമങ്ങളെ അടിസ്ഥാനമാക്കിയുള്ള ക്ലാസിക്കൽ മെക്കാനിക്സ്, വീഴുന്ന കല്ലുകൾ, പരിക്രമണം ചെയ്യുന്ന ഗ്രഹങ്ങൾ തുടങ്ങി കണികാസ്വഭാവമുള്ള എല്ലാ തരത്തിലുമുള്ള സ്ഥൂലവസ്തുക്കളുടെയും ചലനത്തെ വിജയകരമായി വിശദീകരിക്കുന്നുണ്ട്. എന്നിരുന്നാലും ഇലക്ട്രോണുകൾ, ആറ്റങ്ങൾ, തന്മാത്രകൾ തുടങ്ങിയ സൂക്ഷ്മവസ്തുക്കളിൽ പ്രയോഗിക്കുമ്പോൾ ഇത് പരാജയപ്പെടുന്നു. ഇതിനു കാരണം ക്ലാസിക്കൽ മെക്കാനിക്സ് ദ്രവ്യത്തിന്റെ, പ്രത്യേകിച്ച് ഉപ ആറ്റോമികകണികകളുടെ ദ്വൈതസ്വഭാവത്തെയും അനിശ്ചിതത്വസിദ്ധാന്തത്തെയും അവഗണിക്കുന്നുവെന്നതാണ്. ദ്രവ്യത്തിന്റെ ഈ ദ്വൈതസ്വഭാവം കണക്കിലെടുക്കുന്ന ശാസ്ത്രശാഖയെ **ക്വാണ്ടംബലതന്ത്രം** (quantum mechanics) എന്ന് വിളിക്കുന്നു.

ക്വാണ്ടം മെക്കാനിക്സ് എന്നത് സൈദ്ധാന്തിക ശാസ്ത്രമാണ്. നിരീക്ഷിക്കാനാകുന്ന തരംഗസ്വഭാവവും കണികാസ്വഭാവവുമുള്ള സൂക്ഷ്മവസ്തുക്കളുടെ ചലനത്തെക്കുറിച്ചാണ് ഇതു പഠിക്കുന്നത്. ഈ വസ്തുക്കൾ അനുസരിക്കുന്ന ചലനനിയമങ്ങളെയാണ് ഇത് വിവരിക്കുന്നത്. ക്വാണ്ടം മെക്കാനിക്സ് സ്ഥൂലവസ്തുക്കളിൽ പ്രയോഗിക്കപ്പെടുമ്പോൾ (അവയ്ക്ക് തരംഗസ്വഭാവം അപ്രസക്തമാണ്) കിട്ടുന്ന ഫലം ക്ലാസിക്കൽ മെക്കാനിക്സ് പ്രയോഗിക്കുമ്പോൾ ലഭിക്കുന്നതിനു തുല്യമാണ്.



എർവിൻ ഷ്രോഡിംഗർ
(1887-1961)

ഓസ്ട്രിയൻ ഭൗതികശാസ്ത്രജ്ഞനായ എർവിൻ ഷ്രോഡിംഗർ 1910 ൽ വിയന്നാ സർവകലാശാലയിൽ നിന്ന് സൈദ്ധാന്തിക ഭൗതികശാസ്ത്രത്തിൽ പി.എച്ച്.ഡി നേടി. 1927 ൽ പ്ലാങ്കിന്റെ അഭ്യർഥന പ്രകാരം ബെർലിൻ സർവകലാശാലയിൽ മാക്സ് പ്ലാങ്കിനുശേഷം ഷ്രോഡിംഗർ പ്രവർത്തിച്ചു. 1933 ൽ ഹിറ്റ്ലറോടും നാസി നയങ്ങളോടും ഉള്ള എതിർപ്പിനെത്തുടർന്ന് ഷ്രോഡിംഗർ ബെർലിൻ വിടുകയും 1936 ൽ ഓസ്ട്രിയയിലേക്ക് മടങ്ങുകയും ചെയ്തു. ജർമനിയുടെ ഓസ്ട്രിയ അധിനിവേശത്തിനു ശേഷം ഷ്രോഡിംഗറെ പ്രൊഫസർ പദവിയിൽ നിന്ന് നിർബന്ധിതമായി നീക്കം ചെയ്തു. പിന്നീട് അയർലണ്ടിലെ ഡബ്ലിനിലേക്ക് മാറിയ അദ്ദേഹം അവിടെ പതിനേഴു വർഷം തുടർന്നു. 1933 ൽ ഷ്രോഡിംഗർ, പി.എ.എം. ഡിറാക്കുമായി ഭൗതികശാസ്ത്ര നൊബേൽ സമ്മാനം പങ്കുവെച്ചു.

1926 ൽ വെർണർ ഹൈസൻബെർഗ്, എർവിൻ ഷ്രോഡിംഗർ എന്നിവർ സ്വതന്ത്രമായി വികസിപ്പിച്ചെടുത്തതാണ് ക്വാണ്ടം മെക്കാനിക്സ്. എന്നിരുന്നാലും, തരംഗ ചലനങ്ങളുടെ ആശയങ്ങളെ അടിസ്ഥാനമാക്കിയുള്ള ക്വാണ്ടം മെക്കാനിക്സിനെക്കുറിച്ചാണ് നമ്മൾ ഇവിടെ ചർച്ച ചെയ്യുന്നത്. ക്വാണ്ടം മെക്കാനിക്സിന്റെ അടിസ്ഥാനപരമായ സമവാക്യം ഷ്രോഡിംഗർ ആണ് വികസിപ്പിച്ചെടുത്തത്. ഇത് 1933 ൽ അദ്ദേഹത്തിന് ഭൗതികശാസ്ത്ര നൊബേൽ സമ്മാനം നേടിക്കൊടുത്തു. ഡിബ്രോളി നിർദേശിച്ചതുപോലെ, തരംഗ കണികാദ്വൈതസ്വഭാവം ഉൾപ്പെടുത്തി വികസിപ്പിച്ച ഈ സമവാക്യം വളരെ സങ്കീർണമാണ്, മാത്രമല്ല ഗണിതശാസ്ത്രത്തിന്റെ ഉയർന്ന തലത്തിലുള്ള അറിവ് അത് നിർധാരണം ചെയ്യാൻ ആവശ്യവുമാണ്. വിവിധ വ്യൂഹങ്ങൾക്കായുള്ള അതിന്റെ നിർധാരണങ്ങൾ നിങ്ങൾ ഉയർന്ന ക്ലാസ്സുകളിൽ പഠിക്കും.

ഒരു വ്യൂഹത്തിന്റെ (സമയത്തിനനുസരിച്ച് ഊർജ മാറ്റമില്ലാത്ത ഒരു ആറ്റം അല്ലെങ്കിൽ ഒരു തന്മാത്ര) ഷ്റോഡിംഗർ സമവാക്യമാണ് $\hat{H}\psi = E\psi$. ഇവിടെ $\hat{H}$ എന്നത് ഹാമിൽട്ടോണിയൻ എന്നൊരു ഗണിത പ്രചാലകം (operator) ആണ്. വ്യൂഹത്തിന്റെ ആകെ ഊർജവും ഈ ഓപ്പറേറ്ററും തമ്മിൽ ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. വ്യൂഹത്തിന്റെ ആകെ ഊർജം, എല്ലാ ഉപ ആറ്റോമിക് കണങ്ങളുടെയും, (ഇലക്ട്രോണുകൾ, ന്യൂക്ലിയസുകൾ), ഗതികോർജവും ഇലക്ട്രോണുകൾക്കും ന്യൂക്ലിയസുകൾക്കും ഇടയിലുള്ള ആകർഷണ പൊട്ടൻഷ്യലും, ഇലക്ട്രോണുകൾ തമ്മിലും ന്യൂക്ലിയസുകൾ തമ്മിലും ഉള്ള പ്രത്യേക വികർഷണ പൊട്ടൻഷ്യലും ചേരുന്നതാണ്. ഈ സമവാക്യത്തിന്റെ നിർധാരണം E, ψ എന്നിവ നൽകുന്നു.

ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റവും ഷ്രോഡിംഗർ സമവാക്യവും

ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിന് ഷ്റോഡിംഗർ സമവാക്യം നിർധാരണം ചെയ്താൽ ഇലക്ട്രോണിന് സാധ്യമാകുന്ന ഊർജനിലകളും, ഓരോ ഊർജനിലയുമായി ബന്ധപ്പെട്ട ഇലക്ട്രോണിന്റെ തരംഗഫലനം (wave function, ψ) അരുളും ലഭിക്കുന്നു. മൂന്നു ക്വാണ്ടം സംഖ്യകൾ [**മുഖ്യ ക്വാണ്ടം സംഖ്യ** (principal quantum number, n) **അസിമുഥൽ ക്വാണ്ടംസംഖ്യ** (azimuthal quantum number, l) **കാന്തിക ക്വാണ്ടംസംഖ്യ** (magnetic quantum number, m_l)] കൊണ്ട് വിവരിക്കാൻ കഴിയുന്ന ക്വാണ്ടീകരിച്ച ഊർജനിലകളും

തരംഗഫലനങ്ങളും ഷ്രോഡിംഗർ സമവാക്യം നിർധാരണം ചെയ്യുമ്പോൾ സ്വാഭാവികമായി ഉരുത്തിരിഞ്ഞു വരുന്നതാണ്. ഒരു ഇലക്ട്രോൺ ഏതെങ്കിലും ഊർജ നിലയിലാണെങ്കിൽ, ആ ഊർജനിലയുമായി ബന്ധപ്പെട്ട തരംഗഫലനം, ഇലക്ട്രോണിനെക്കുറിച്ചുള്ള എല്ലാ വിവരങ്ങളും ഉൾക്കൊള്ളുന്നു. തരംഗഫലനം ഒരു ഗണിത ഫലനമാണ്. അതിന്റെ മൂല്യം ആറ്റത്തിലെ ഇലക്ട്രോണിന്റെ കോർഡിനേറ്റുകളെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കും. തരംഗഫലനത്തിന് ഭൗതികമായി പ്രത്യേകിച്ച് ഒരർഥം കൽപ്പിക്കുന്നില്ല. ഹൈഡ്രജന്റെയോ ഒരു ഇലക്ട്രോൺ മാത്രമുള്ള ഹൈഡ്രജൻ സമാന സ്പീഷീസിന്റെയോ തരംഗഫലനങ്ങളെ ആറ്റോമികഓർബിറ്റലുകൾ എന്ന് വിളിക്കുന്നു. ഇലക്ട്രോൺ സ്പീഷീസിനെ സംബന്ധിച്ച അത്തരം തരംഗഫലനങ്ങളെ ഏകഇലക്ട്രോൺ വ്യൂഹങ്ങളെന്നു വിളിക്കുന്നു. ഒരു ആറ്റത്തിലെ ഒരു ബിന്ദുവിൽ ഒരു ഇലക്ട്രോണിനെ കണ്ടെത്തുന്നതിനുള്ള സംഭാവ്യത ആ ബിന്ദുവിലെ $|\psi|^2$ ന് ആനുപാതികമായിരിക്കും. ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിന്റെ ക്വാണ്ടം മെക്കാനിക്കൽ ഫലനങ്ങൾക്ക് ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റം സ്പെക്ട്രത്തിന്റെ എല്ലാ വസ്തുക്കളും വിജയകരമായി പ്രവചിക്കാനാകുന്നുണ്ട്. ഇതിൽ ബോർ മാതൃകയ്ക്ക് വിശദീകരിക്കാൻ കഴിയാത്ത ചില പ്രതിഭാസങ്ങളും ഉൾപ്പെടുന്നു.

ബഹുഇലക്ട്രോൺ ആറ്റങ്ങളിൽ ഷ്റോഡിംഗർ സമവാക്യത്തിന്റെ പ്രയോഗം ക്ലേശകരമാണ്. ഷ്രോഡിംഗർ സമവാക്യം ഒരു ബഹുഇലക്ട്രോൺ ആറ്റത്തെ സംബന്ധിച്ചിടത്തോളം കൃത്യമായി നിർധാരണം ചെയ്യാൻ കഴിയില്ല. ഏകദേശരീതികൾ ഉപയോഗിച്ച് ഈ ബുദ്ധിമുട്ട് മറികടക്കാൻ കഴിയും.ആധുനിക കമ്പ്യൂട്ടറുകളുടെ സഹായത്തോടെയുള്ള അത്തരം കണക്കുകൂട്ടലുകൾ കാണിക്കുന്നത്, മുകളിൽപ്പറഞ്ഞിരിക്കുന്ന ഹൈഡ്രജൻ ഓർബിറ്റലുകളിൽ നിന്ന് മറ്റ് ആറ്റങ്ങളിലെ ഓർബിറ്റലുകൾക്ക് മൗലികമായ വ്യത്യാസങ്ങൾ ഇല്ല എന്നതാണ്.പ്രധാന വ്യത്യാസം വർധിച്ച ന്യൂക്ലിയർ ചാർജിന്റെ അനന്തരഫലങ്ങളാണ്. ഇതുകാരണം, എല്ലാ ഓർബിറ്റലുകളും കുറച്ച് ചുരുങ്ങിയിരിക്കുന്നു. കൂടാതെ, ഹൈഡ്രജന്റെയോ ഹൈഡ്രജൻ പോലെയുള്ള സ്പീഷീസിലെയോ ഓർബിറ്റലുകളുടെ ഊർജം n എന്ന ക്വാണ്ടം സംഖ്യയെ മാത്രം ആശ്രയിച്ചിരിക്കുമ്പോൾ അതിൽ നിന്ന് വ്യത്യസ്തമായി, ബഹു ഇലക്ട്രോൺ ആറ്റങ്ങളിലെ ഓർബിറ്റലുകളുടെ ഊർജം (ഉപവിഭാഗങ്ങൾ 2.6.3 ലും 2.6.4 ലും പറഞ്ഞിരിക്കുന്നതുപോലെ) n, l എന്നീ ക്വാണ്ടം സംഖ്യകളെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കും.

2.6.1 ഓർബിറ്റലുകളും ക്വാണ്ടം സംഖ്യകളും (Orbitals and quantum numbers)

ഒരാറ്റത്തിൽ അനേകം ഓർബിറ്റലുകൾസാധ്യമാണ്. ഈ ഓർബിറ്റലുകളെ അവയുടെ വലിപ്പം, രൂപം, അഭിവിന്യാസം എന്നിവയുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ ഗുണപരമായി വേർതിരിച്ചറിയാൻ കഴിയും. വലിപ്പം കുറഞ്ഞ ഓർബിറ്റലുകൾ ന്യൂക്ലിയസിന് സമീപം ഇലക്ട്രോണിനെ കണ്ടുമുട്ടുന്നതിനുള്ള കൂടിയ സാധ്യതയെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു. അതുപോലെ തന്നെ ആകൃതിയും അഭിവിന്യാസവും (orientation) അർഥമാക്കുന്നത് ചില നിശ്ചിത ദിശകളിൽ ഇലക്ട്രോണിനെ കണ്ടുമുട്ടുന്നതിനുള്ള സാധ്യത മറ്റുള്ളവയെ അപേക്ഷിച്ച് കൂടുതലാണെന്നാണ്. ആറ്റോമികഓർബിറ്റലുകളെ ക്വാണ്ടം സംഖ്യകൾ ഉപയോഗിച്ച് കൃത്യമായി തിരിച്ചറിയാൻ സാധിക്കുന്നു. ഓരോ ഓർബിറ്റലിനെയും n, l, m_l എന്ന മൂന്ന് ക്വാണ്ടം സംഖ്യകളാൽ സൂചിപ്പിക്കുന്നു.

ആറ്റത്തിന്റെ ക്വാണ്ടംബലതന്ത്രമാതൃകയുടെ പ്രധാന സവിശേഷതകൾ

ഷ്രോഡിംഗർ സമവാക്യം ആറ്റങ്ങളിൽ പ്രയോഗിച്ചതിന്റെ ഫലമായി ഉരുത്തിരിഞ്ഞ ആറ്റം ഘടനയുടെ ചിത്രമാണ് ആറ്റത്തിന്റെ ക്വാണ്ടംബലതന്ത്രമാതൃക. ആറ്റത്തിന്റെ ക്വാണ്ടം ബലതന്ത്രമാതൃകയുടെ പ്രധാന സവിശേഷതകൾ താഴെ കൊടുക്കുന്നു:

1. ആറ്റങ്ങളിൽ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ഊർജം ക്വാണ്ടീകരിക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു (അതായത്, ചില നിർദിഷ്ട മൂല്യങ്ങൾ മാത്രമാണ് സാധ്യമാകുന്നത്), പ്രത്യേകിച്ച് ആറ്റങ്ങളിലെ ഇലക്ട്രോണുകൾ ന്യൂക്ലിയസുമായി ബന്ധിതമായിരിക്കുമ്പോൾ.

2. ഇലക്ട്രോണുകളുടെ തരംഗസ്വഭാവത്തിൽ നിന്നാണ് ക്വാണ്ടീകരിച്ച ഇലക്ട്രോണിക ഊർജനിലകൾ ഉടലെടുത്തിരിക്കുന്നത്. അവ ഷ്റോഡിംഗർ തരംഗസമവാക്യത്തിന്റെ അനുവദനീയമായ നിർധാരണങ്ങളുമാണ്.

3. ഒരു ആറ്റത്തിലെ ഒരു ഇലക്ട്രോണിന്റെ കൃത്യമായ സ്ഥാനവും കൃത്യമായ പ്രവേഗവും ഒരേസമയം നിർണയിക്കാനാവില്ല (ഹൈസൻബർഗ് അനിശ്ചിതത്വ സിദ്ധാന്തം). ഒരു ആറ്റത്തിലെ ഒരു ഇലക്ട്രോണിന്റെ പാത, ഒരിക്കലും കൃത്യമായി നിർണയിക്കാനോ കൃത്യമായി അറിയുവാനോ കഴിയില്ല. അതുകൊണ്ടാണ്, നിങ്ങൾ പിന്നീട് കാണും പോലെ, ഒരു ആറ്റത്തിലെ വിവിധ സ്ഥാനങ്ങളിൽ ഇലക്ട്രോണിനെ കണ്ടെത്തുന്നതിനുള്ള സംഭാവ്യതയെക്കുറിച്ചു മാത്രം പറയാൻ കഴിയുന്നത്.

4. ആറ്റോമികഓർബിറ്റൽ ഒരു ആറ്റത്തിലെ ഒരു ഇലക്ട്രോണിന്റെ ψ എന്ന തരംഗഫലനമാണ്. ഒരു തരംഗ

ഫലനമുപയോഗിച്ച് ഒരു ഇലക്ട്രോണിനെ വിവരിക്കുമ്പോൾ, ഇലക്ട്രോൺ ആ ഓർബിറ്റലിൽ ഉൾക്കൊള്ളുന്നുവെന്ന് പറയും. ഒരു ഇലക്ട്രോണിന് ഇത്തരം നിരവധി തരംഗഫലനങ്ങൾ സാധ്യമാണെന്നതിനാൽ ഒരു ആറ്റത്തിന് നിരവധി ആറ്റോമികഓർബിറ്റലുകളും ഉണ്ടായിരിക്കും. ഇത്തരം 'ഏക ഇലക്ട്രോൺ ഓർബിറ്റൽ തരംഗ ഫലനങ്ങൾ' അല്ലെങ്കിൽ ഓർബിറ്റലുകൾ ആണ് ആറ്റങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോണിക ഘടനയുടെ അടിസ്ഥാനം. ഓരോ ഓർബിറ്റലിലും, ഇലക്ട്രോണിന് ഒരു നിശ്ചിത ഊർജമുണ്ട്. ഒരു ഓർബിറ്റലിൽ രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകളിൽ കൂടുതൽ ഉൾക്കൊള്ളാൻ കഴിയില്ല. ഒരു ബഹുഇലക്ട്രോൺ ആറ്റത്തിൽ വിവിധ ഓർബിറ്റലുകളിൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ നിറയുന്നത് അവയുടെ ഊർജം വർധിക്കുന്നതിനനുസരിച്ചാണ്. അതായത് ഒരു ബഹുഇലക്ട്രോൺ ആറ്റത്തിലെ ഓരോ ഇലക്ട്രോണിനും, അതുൾക്കൊള്ളുന്ന ഓർബിറ്റലിന്റെ സവിശേഷതകൾ ഉള്ള ഒരു ഓർബിറ്റൽ തരംഗഫലനമുണ്ടായിരിക്കും. ഒരു ആറ്റത്തിലെ ഇലക്ട്രോണിനെക്കുറിച്ചുള്ള എല്ലാ വിവരങ്ങളും അതിന്റെ ഓർബിറ്റൽ തരംഗഫലനം ψ യിൽ അടങ്ങിയിരിക്കുന്നു. ഈ വിവരങ്ങൾ ലഭ്യമാകുന്നതു ക്വാണ്ടം ബലതന്ത്രത്തിന്റെ സഹായത്താലാണ്.

5. ഒരു ആറ്റത്തിലെ ഒരു ബിന്ദുവിൽ ഒരു ഇലക്ട്രോണിനെ കണ്ടുമുട്ടുന്നതിനുള്ള സംഭാവ്യത, ഓർബിറ്റൽതരംഗ ഫലനത്തിന്റെ വർഗത്തിന് ആനുപാതികമാണ്. അതായത് $|\psi|^2$ സംഭാവ്യതാസാന്ദ്രത എന്നാണ് അറിയപ്പെടുന്നത്. ഇത് എപ്പോഴും പോസിറ്റീവ്ആയിരിക്കും. ഒരു ആറ്റത്തിനുള്ളിൽ വ്യത്യസ്തസ്ഥാനങ്ങളിലെ, $|\psi|^2$ മൂല്യത്തിൽനിന്ന് ന്യൂക്ലിയസിന് ചുറ്റും ഏറ്റവും കൂടുതലായി ഇലക്ട്രോണിനെ കണ്ടെത്താനാവുന്ന പ്രദേശം പ്രവചിക്കാൻ കഴിയുന്നു.

മുഖ്യ ക്വാണ്ടംസംഖ്യ 'n' പോസിറ്റീവ് പൂർണസംഖ്യകളാണ്. അതിന്റെ മൂല്യങ്ങളാണ് n = 1,2,3 ....

മുഖ്യ ക്വാണ്ടംസംഖ്യ ഓർബിറ്റലിന്റെ വലിപ്പവും വലിയൊരു പരിധി വരെ ഊർജവും നിശ്ചയിക്കുന്നു. ഹൈഡ്രജന്റെ ആറ്റത്തിലും ഹൈഡ്രജൻ പോലെയുള്ള സ്പീഷീസിലും (He^+, Li^{2+}, ... മുതലായവ) ഓർബിറ്റലിന്റെ ഊർജവും വലിപ്പവും 'n' -ന്റെ മൂല്യത്തെ മാത്രം ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു.

മുഖ്യ ക്വാണ്ടംസംഖ്യ **ഷെല്ലിനെ** തിരിച്ചറിയുവാനും സഹായിക്കുന്നു. 'n' ന്റെ മൂല്യത്തിൽ വർധനവുണ്ടായാൽ, അനുവദനീയമായ ഓർബിറ്റലുകളുടെ എണ്ണവും വർധിക്കുന്നു. ഇത് n^2 ആയിരിക്കും. **ഒരു നിശ്ചിത 'n' മൂല്യമുള്ള എല്ലാ ഓർബിറ്റലുകളും ആറ്റത്തിന്റെ ഒരു ഷെല്ലിൽ ഉൾപ്പെടുന്നു.** ഷെല്ലുകളെ താഴെപ്പറയുന്ന അക്ഷരങ്ങൾ ഉപയോഗിച്ച് സൂചിപ്പിക്കുന്നു.

n	= 1	2	3	4	....
ഷെൽ	= K	L	M	N	....

മുഖ്യ ക്വാണ്ടംസംഖ്യ 'n' വർധിക്കുന്നതനുസരിച്ച് ഓർബിറ്റലുകളുടെ വലിപ്പവും വർധിക്കുന്നു. മറ്റൊരു വിധത്തിൽ പറഞ്ഞാൽ, ഇലക്ട്രോൺ ന്യൂക്ലിയസിൽ നിന്ന് കൂടുതൽ അകലെയായിരിക്കും. പോസിറ്റീവ് ചാർജുള്ള ന്യൂക്ലിയസിൽ നിന്ന് നെഗറ്റീവ് ചാർജുള്ള ഇലക്ട്രോണിനെ മാറ്റുന്നതിന് ഊർജം ആവശ്യമുള്ളതിനാൽ, 'n' വർധിക്കുന്നതനുസരിച്ച് ഓർബിറ്റലുകളുടെ ഊർജവും വർധിക്കുന്നു.

അസിമുഥൽ ക്വാണ്ടംസംഖ്യ 'l'. ഓർബിറ്റൽ കോണീയ ആക്കം അല്ലെങ്കിൽ **ഉപാംഗ ക്വാണ്ടം സംഖ്യ** എന്നും അറിയപ്പെടുന്നു. ഇത് ഓർബിറ്റലിന്റെ ത്രിമാനാകൃതി സൂചിപ്പിക്കുന്നു. n ന്റെ ഒരു നിശ്ചിത മൂല്യത്തിന് l ന് സാധ്യമായ, മൂല്യങ്ങൾ l = 0 മുതൽ n-1 വരെയാണ്. അതായത്, 'n' ന്റെ ഒരു വിലയ്ക്ക്, l ന്റെ മൂല്യങ്ങളാണ് l = 0, 1, 2, ...(n-1); ആകെ n മൂല്യങ്ങൾ.

ഉദാഹരണമായി, n=1 ആകുമ്പോൾ, 'l' ന്റെ മൂല്യം 0 മാത്രമാണ്. n=2 ആകുമ്പോൾ, 'l' ന്റെ മൂല്യം 0, 1 എന്നിവയാണ്. n= 3 ആയാൽ, സാധ്യമായ 'l' മൂല്യങ്ങൾ 0, 1, 2 എന്നിവയാണ്.

ഓരോ ഷെല്ലിലും ഒന്നോ അതിലധികമോ **ഉപഷെല്ലുകൾ അല്ലെങ്കിൽ ഉപനിലകൾ** അടങ്ങിയിരിക്കുന്നു. ഒരു പ്രധാന ഷെല്ലിലെ ഉപഷെല്ലുകളുടെ എണ്ണം 'n' ന്റെ മൂല്യത്തിന് തുല്യമാണ്. ഉദാഹരണത്തിന് ഒന്നാമത്തെ ഷെല്ലിൽ (n = 1), l = 0 എന്ന ഒരു ഉപഷെല്ലുണ്ട്. രണ്ടാം ഷെല്ലിൽ (n = 2) രണ്ട് ഉപഷെല്ലുകൾ ((l = 0, 1), മൂന്നാമത്തെ ഷെല്ലിൽ (n = 3) മൂന്ന് ഉപഷെല്ലുകൾ (l = 0, 1, 2) എന്നീ രീതിയിൽ തുടരുന്നു. ഓരോ ഉപഷെല്ലിനും ഒരു അസിമുഥൽ ക്വാണ്ടം സംഖ്യ(l) ഉണ്ടായിരിക്കും. 'l' ന്റെ വ്യത്യസ്ത മൂല്യങ്ങളുമായി ബന്ധപ്പെട്ട ഉപഷെല്ലുകൾ താഴെ പറയുന്ന ചിഹ്നങ്ങൾ ഉപയോഗിച്ച് പ്രതിനിധീകരിക്കുന്നു.

'l'- ന്റെ മൂല്യം:	0	1	2	3	4	5 ....
ഉപഷെൽ ചിഹ്നങ്ങൾ :	s	p	d	f	g	h............

ഓരോ പ്രാഥമിക ക്വാണ്ടംസംഖ്യയ്ക്കും അനുവദനീയമായ 'l' ന്റെ മൂല്യങ്ങളും അനുബന്ധ ഉപഷെൽ ചിഹ്നങ്ങളും പട്ടിക 2.4 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.

പട്ടിക 2.4 ഉപഷെൽ ചിഹ്നങ്ങൾ

n	l	ഉപഷെൽ ചിഹ്നം
1	0	1*s*
2	0	2*s*
2	1	2*p*
3	0	3*s*
3	1	3*p*
3	2	3*d*
4	0	4*s*
4	1	4*p*
4	2	4*d*
4	3	4*f*

കാന്തിക ഓർബിറ്റൽ ക്വാണ്ടംസംഖ്യ, 'm_l'. പ്രാമാണിക കോഓർഡിനേറ്റ് അക്ഷങ്ങൾ അടിസ്ഥാനമാക്കിയുള്ള ഓർബിറ്റലിന്റെ ത്രിമാനാഭിവിന്യാസം സംബന്ധിച്ച വിവരങ്ങൾ നൽകുന്നു. ഓരോ ഉപഷെല്ലിനും ('l' മൂല്യത്താൽ നിർവചിച്ചിരിക്കുന്ന) m_l ന് $(2l+1)$ മൂല്യങ്ങൾ സാധ്യമാണ്. അവയാണ് : $m_l = -l, -(l-1), -(l-2) \ldots 0, 1 \ldots (l-2), (l-1), l$. $l = 0$ ആയാൽ, അനുവദനീയമായ ഏക m_l മൂല്യമാണ് $m_l = 0$, [2 (0) +1 = 1, ഒരു s ഓർബിറ്റൽ]. $l = 1$ ആയാൽ, m_l മൂല്യങ്ങളാണ്, -1, 0, +1 എന്നിവ, [2 (1) +1 = 3, മൂന്ന് p ഓർബിറ്റലുകൾ]. $l = 2$, $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$, [2 (2) +1 = 5, അഞ്ച് d ഓർബിറ്റലുകൾ] m_l ന്റെ മൂല്യങ്ങൾ 'l'-ൽ നിന്നും അതുപോലെ 'l' ന്റെ മൂല്യം 'n' ൽ നിന്നും ലഭ്യമാകുന്നുവെന്നതും ശ്രദ്ധിക്കേണ്ടതാണ്. അതായത്, ആറ്റത്തിലെ ഓരോ ഓർബിറ്റലുകളെയും നിർവചിക്കുന്നത് n, l, m_l എന്നിവയുടെ മൂല്യങ്ങളുടെ ഗണമാണ്. ക്വാണ്ടംസംഖ്യകൾ $n = 2$, $l = 1$, $m_l = 0$ എന്നിവ സൂചിപ്പിക്കുന്നത് രണ്ടാം ഷെല്ലിലെ p ഉപഷെല്ലിലെ ഒരു ഓർബിറ്റലിനെയാണ്. താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന പട്ടിക ഉപഷെല്ലും അതുമായി ബന്ധപ്പെട്ട ഓർബിറ്റലുകളും തമ്മിലുള്ള ബന്ധം കാണിക്കുന്നു.

'l' മൂല്യം	0	1	2	3	4	5
ഉപഷെൽ പ്രതീകം	*s*	*p*	*d*	*f*	*g*	*h*
ഓർബിറ്റലുകളുടെ എണ്ണം	1	3	5	7	9	11

ഇലക്ട്രോൺ ചക്രണം 's': അറ്റോമികഓർബിറ്റലിനെ സൂചിപ്പിക്കുന്ന മൂന്നു ക്വാണ്ടംസംഖ്യകൾ അതിന്റെ ഊർജം, ആകൃതി, അഭിവിന്യാസം എന്നിവ നിർവചിക്കുന്നതിന് ഉപയോഗിക്കാം. എന്നാൽ ഈ ക്വാണ്ടംസംഖ്യകൾ ബഹു ഇലക്ട്രോൺ ആറ്റങ്ങളിൽ നിരീക്ഷിക്കപ്പെടുന്ന രേഖാസ്പെക്ട്രം വിശദീകരിക്കാൻ പര്യാപ്തമല്ല. അതായത്, ചില രേഖകൾ യഥാർഥത്തിൽ ദ്വികം (doublet) (ചേർന്നിരിക്കുന്ന രണ്ടുരേഖകൾ), ത്രികം (triplet) (ചേർന്നിരിക്കുന്ന മൂന്നുരേഖകൾ) എന്ന രീതിയിലാണ് കാണപ്പെടുന്നത്. മൂന്ന് ക്വാണ്ടംസംഖ്യകൾ പ്രവചിക്കുന്നതിനെക്കാൾ കൂടുതൽ ഊർജനിലകൾ ഉള്ളതായി ഇത് സൂചിപ്പിക്കുന്നു.

ഓർബിറ്റും, ഓർബിറ്റലും അവയുടെ പ്രാധാന്യവും

ഓർബിറ്റും ഓർബിറ്റലും പര്യായങ്ങളല്ല. ബോർ അവതരിപ്പിച്ച ഓർബിറ്റ്, ഒരു ന്യൂക്ലിയസിനു ചുറ്റും ഇലക്ട്രോൺ സഞ്ചരിക്കുന്ന വൃത്തപാതയാണ്. ഹൈസൻബർഗിന്റെ അനിശ്ചിതത്വസിദ്ധാന്തം അനുസരിച്ച് ഇലക്ട്രോണിന്റെ ഈ പാത കൃത്യമായി പ്രവചിക്കാൻ സാധ്യമല്ല. അതുകൊണ്ടുതന്നെ ബോറിന്റെ ഓർബിറ്റുകൾക്ക് യഥാർഥത്തിൽ അർഥമില്ല. മാത്രമല്ല, അവയുടെ അസ്തിത്വം ഒരിക്കലും പരീക്ഷണത്തിലൂടെ തെളിയിക്കാനുമാകില്ല. അതേസമയം, ഒരു അറ്റോമികഓർബിറ്റൽ എന്നത്, ഒരു ക്വാണ്ടംബലതന്ത്ര ആശയമാണ്, ഇത് ഇലക്ട്രോൺ തരംഗഫലനം ψ യെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു. മൂന്ന് ക്വാണ്ടംസംഖ്യകൾ (n, l, m_l) ചേർന്നാണ് തരംഗഫലനം നിർണയിക്കുന്നത്. അതിന്റെ മൂല്യം ഇലക്ട്രോണിന്റെ കോർഡിനേറ്റുകളെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. ψ ക്ക് ഭൗതികാർഥമൊന്നുമില്ല. എന്നാൽ തരംഗഫലനത്തിന്റെ വർഗമായ $|\psi|^2$ ഭൗതികാർഥമുള്ളതാണ്. അത് ഒരു ആറ്റത്തിലെ ഏതെങ്കിലും ഒരു ബിന്ദുവിലെ സംഭാവ്യതാസാന്ദ്രതയുടെ മൂല്യം നൽകുന്നു. യൂണിറ്റ് വ്യാപ്തത്തിലെ സാധ്യതയാണ് സംഭാവ്യതാസാന്ദ്രത. $|\psi|^2$ -ന്റെയും ഒരു ചെറിയ വ്യാപ്താംശത്തിന്റെയും (volume element) ഗുണനഫലം ആ വ്യാപ്തത്തിൽ ഇലക്ട്രോണിനെ കണ്ടെത്തുന്നതിനുള്ള സാധ്യതയാണ് (ഒരു ചെറിയ വ്യാപ്താംശകം എടുക്കുന്നതിനു കാരണം $|\psi|^2$ മൂല്യം ഓരോ ബിന്ദുവിലും വ്യത്യസ്തമാണ്. എന്നാൽ അതിന്റെ മൂല്യം ഒരു വ്യാപ്താംശത്തിൽ സ്ഥിരമാണെന്നു കണക്കാക്കാൻ കഴിയും.) ഒരു നിശ്ചിതവ്യാപ്തത്തിൽ ഇലക്ട്രോണിനെ കണ്ടെത്തുന്നതിനുള്ള ആകെ സാധ്യത കണ്ടുപിടിക്കുന്നതിന് $|\psi|^2$ ന്റെയും അതാത് വ്യാപ്താംശങ്ങളുടെയും ഗുണനഫലങ്ങളുടെ ആകെത്തുക കണക്കാക്കുന്നു. ഇങ്ങനെ ഒരു ഇലക്ട്രോണിന്റെ ഒരു ഓർബിറ്റലിലെ സംഭാവ്യതാവിന്യാസം മനസിലാക്കാം.

1925 ൽ ജോർജ് ഉലെൻബെക്കിനും സാമുവൽ ഗൗഡ്സ്മിറ്റും ചേർന്ന് **ഇലക്ട്രോൺചക്രണക്വാണ്ടം സംഖ്യ** (m_s)എന്ന നാലാമത്തെ ക്വാണ്ടംസംഖ്യ അവതരിപ്പിച്ചു. സൂര്യനെ ചുറ്റി സഞ്ചരിക്കുന്നതോടൊപ്പം ഭൂമി അതിന്റെ സ്വന്തം അക്ഷത്തിൽ കറങ്ങുന്നതുപോലെ, ഒരു ഇലക്ട്രോൺ സ്വന്തം അച്ചുതണ്ടിൽ കറങ്ങുന്നു, മറ്റൊരു രീതിയിൽ പറഞ്ഞാൽ ചാർജ്, മാസ് എന്നിവയ്ക്ക് പുറമെ ഇലക്ട്രോണിന് ഒരു ആന്തരിക ചക്രണകോണീയക്വാണ്ടംസംഖ്യയും ഉണ്ട്. ഇലക്ട്രോണിന്റെ ചക്രണകോണീയആക്കം ഒരു സദിശ അളവാണ്. ഇതിന് നിശ്ചിത അക്ഷത്തിനെ അടിസ്ഥാനമാക്കി രണ്ട് അഭിവിന്യാസങ്ങൾ ഉണ്ടായിരിക്കും. ഈ രണ്ട് അഭിവിന്യാസങ്ങളും ചക്രണക്വാണ്ടം സംഖ്യകളാൽ (m_s) വേർതിരിച്ചറിയാം. ഇവയ്ക്ക് +½ അല്ലെങ്കിൽ -½ മൂല്യങ്ങൾ ആകാം. ഇവയെ ഇലക്ട്രോണിന്റെ രണ്ട് ചക്രണഅവസ്ഥകൾ എന്ന് വിളിക്കുന്നു. സാധാരണയായി രണ്ട് അമ്പടയാളങ്ങൾ ഉപയോഗിച്ചാണ് അവയെ സൂചിപ്പിക്കുന്നത്: ↑ (spin up), ↓ (spin down). രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് വ്യത്യസ്ത m_s മൂല്യങ്ങൾ (ഒന്ന് +½ ഉം മറ്റേത് -½ ഉം) ആണെങ്കിൽ അവയ്ക്ക് വിജാതീയ ചക്രണങ്ങൾ ഉണ്ട് എന്ന് പറയുന്നു. രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകളിൽ കൂടുതൽ ഉൾക്കൊള്ളുവാൻ ഒരു ഓർബിറ്റലിനു സാധ്യമല്ല. ഈ രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് വിജാതീയചക്രണങ്ങളായിരിക്കണം.

ചുരുക്കത്തിൽ, നാല് ക്വാണ്ടംസംഖ്യകൾ താഴെ പറയുന്ന വിവരങ്ങൾ നൽകുന്നു.

i) 'n' ഷെല്ലിനെ നിർവചിക്കുന്നു. ഓർബിറ്റലിന്റെ വലിപ്പവും വലിയൊരു പരിധി വരെ ഓർബിറ്റലിന്റെ ഊർജവും നിശ്ചയിക്കുന്നു.

ii) 'n' എന്ന ഷെല്ലിൽ 'n' ഉപഷെല്ലുകൾ ഉണ്ട്. 'l' ഉപഷെല്ലുകളെ തിരിച്ചറിയുകയും ഓർബിറ്റലിന്റെ ആകൃതി നിർണയിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു (വിഭാഗം 2.6.2 കാണുക). ഒരു ഉപഷെല്ലിൽ ($2l + 1$) ഓർബിറ്റലുകൾ ഉണ്ട്. അതായത്, ഒരു s ഓർബിറ്റൽ ($l = 0$), മൂന്ന് p ഓർബിറ്റലുകൾ ($l = 1$), അഞ്ച് d-ഓർബിറ്റലുകൾ ($l = 2$) എന്നിവ. ഒരു ബഹു ഇലക്ട്രോൺ ആറ്റത്തിലെ ഓർബിറ്റലിന്റെ ഊർജവും ഒരുപരിധിവരെ l നിർണയിക്കുന്നു.

iii) m_l ഓർബിറ്റലിന്റെ അഭിവിന്യാസത്തെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു. ഓരോ l മൂല്യവുമായി ബന്ധപ്പെട്ട് m_l ന് ($2l+1$) മൂല്യങ്ങളുണ്ട്. ഒരു ഉപഷെല്ലിലെ ഓർബിറ്റലുകളുടെ എണ്ണവും ഇതിന് തുല്യമാണ്. അതായത് ഓർബിറ്റലുകളുടെ എണ്ണവും അവ എത്ര ദിശകളിൽ അഭിവിന്യസിക്കുന്നു എന്നുള്ളതും തുല്യമാണ്.

iv) m_s ഇലക്ട്രോണിന്റെ ചക്രണദിശയെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു.

പ്രശ്നം 2.17

മുഖ്യ ക്വാണ്ടംസംഖ്യ n=3 ആയാൽ സാധ്യമായ ഓർബിറ്റലുകളുടെ ആകെ എണ്ണം എത്രയാണ്?

ഉത്തരം

n = 3 ആയതിനാൽ, l ന്റെ സാധ്യമായ മൂല്യങ്ങൾ 0, 1, 2 എന്നിവയാണ്. അതായത് ഒരു 3s ഓർബിറ്റൽ (n = 3, l = 0, m_l = 0); മൂന്ന് 3p ഓർബിറ്റലുകൾ (n = 3, l = 1, m_l = -1, 0, +1); അഞ്ച് 3d ഓർബിറ്റലുകൾ (n = 3, l = 2, m_l = -2, -1, 0, +1, +2) എന്നിവ. അതിനാൽ, ഓർബിറ്റലുകളുടെ ആകെ എണ്ണം, 1 + 3 + 5 = 9 ആണ്. ഓർബിറ്റലുകളുടെ എണ്ണം കാണുന്നതിനുള്ള സൂത്രവാക്യമാണ് = n^2, അതായത് $3^2 = 9$.

പ്രശ്നം 2.18

s, p, d, f ചിഹ്നങ്ങളുപയോഗിച്ച് ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന ക്വാണ്ടംസംഖ്യകൾ സൂചിപ്പിക്കുന്ന ഓർബിറ്റലുകൾ കണ്ടെത്തുക.

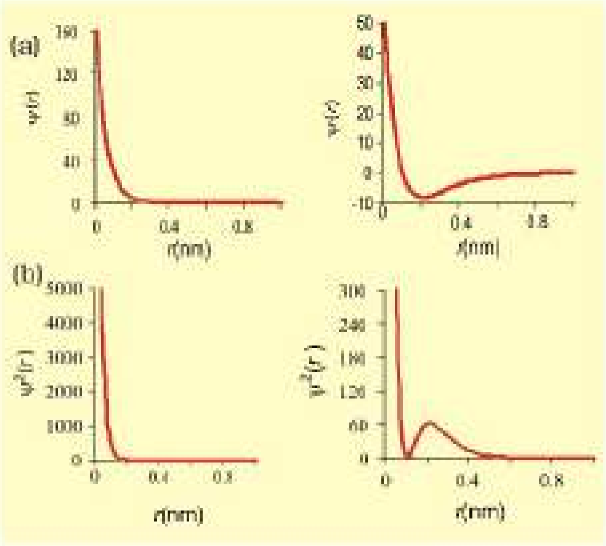
(a) $n = 2, l = 1$, (b) $n = 4, l = 0$, (c) $n = 5, l = 3$, (d) $n = 3, l = 2$

ഉത്തരം

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

2.6.2 ആറ്റോമികഓർബിറ്റലുകളുടെ ആകൃതികൾ (Shapes of Atomic Orbitals)

ഒരു ആറ്റത്തിലെ ഇലക്ട്രോൺ തരംഗഫലനത്തിനു (wave function) (ψ) ഭൗതികമായ അർഥമൊന്നും തന്നെയില്ല. അത് ഇലക്ട്രോൺ കോഓർഡിനേറ്റുകളെ സൂചിപ്പിക്കുന്ന ഗണിതഫലനം മാത്രമാണ്. എന്നാൽ വിവിധ ഓർബിറ്റലുകളുടെ തരംഗഫലനങ്ങൾ ന്യൂക്ലിയസിൽ നിന്നുള്ള അകലത്തെ (r) അടിസ്ഥാനമാക്കി വരയ്ക്കുന്ന ഗ്രാഫുകളെല്ലാം വ്യത്യസ്തമാണ്. 1s (n = 1, l = 0) , 2s (n = 2, l = 0) എന്നീ ഓർബിറ്റലുകളുടെ ഇത്തരത്തിലുള്ള രൂപരേഖ ചിത്രം 2.12(a) യിൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്നു .

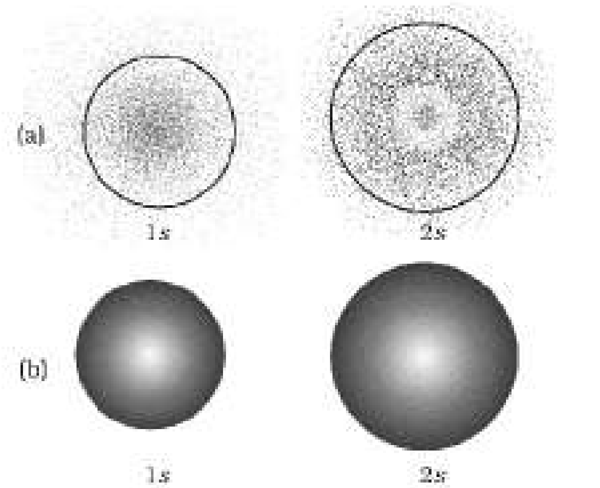


ചിത്രം 2.1.2 (a) ഓർബിറ്റൽ തരംഗഫലന ഗ്രാഫ് *(b) 1s, 2s* എന്നീ ഓർബിറ്റലുകളിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ സംഭാവ്യതാസാന്ദ്രതയിലുള്ള വ്യതിയാനവും ന്യൂക്ലിയസിൽ നിന്നുള്ള അകലവും തമ്മിലുള്ള ഗ്രാഫുകൾ

ജർമൻ ഭൗതികശാസ്ത്രജ്ഞനായ മാക്സ് ബോണിന്റെ അഭിപ്രായത്തിൽ ഏതൊരു ബിന്ദുവിലുമുള്ള തരംഗ ഫലനത്തിന്റെ വർഗം (ψ^2) ആ ബിന്ദുവിലെ ഇലക്ട്രോൺ സംഭാവ്യതാസാന്ദ്രത നൽകുന്നു. 1s, 2s എന്നീ ഓർബിറ്റലുകളുടെ 'r' അടിസ്ഥാനമാക്കിയുള്ള (ψ^2) ന്റെ വിചരണ (variation) മാണ് ചിത്രം 2.1.2(b) ൽ നൽകിയിരിക്കുന്നത്. ഇവിടെയും 1s, 2s ഓർബിറ്റലുകളുടെ ഗ്രാഫുകൾ വ്യത്യസ്തമാണെന്ന് മനസിലാക്കാം.

1s ഓർബിറ്റലിന് ഏറ്റവും ഉയർന്ന സംഭാവ്യതാ സാന്ദ്രത ന്യൂക്ലിയസിലാണെന്നും ന്യൂക്ലിയസ്സിൽ നിന്ന് അകലേക്ക് പോകുംതോറും അത് ഗണ്യമായി കുറയുന്നു എന്നും ഗ്രാഫിൽ നിന്ന് മനസിലാക്കാം. അതേ സമയം 2s ഓർബിറ്റലിന്റെ സംഭാവ്യതാസാന്ദ്രത തുടക്കത്തിൽ ഗണ്യമായി കുറഞ്ഞ് പൂജ്യമാകുകയും അതിനുശേഷം വർധിച്ച് ചെറിയൊരു ഉയർച്ചയിലെത്തുകയും ചെയ്യുന്നു. r മൂല്യം വീണ്ടും വർധിക്കുന്നതിനനുസരിച്ച് ഇത് പൂജ്യത്തിലേക്ക് എത്തിച്ചേരുന്നു. സംഭാവ്യതാസാന്ദ്രതാഫലനം പൂജ്യമായിത്തീരുന്ന മേഖലകളെ **നോഡൽ** ഉപരിതലങ്ങൾ അല്ലെങ്കിൽ നോഡുകൾ എന്ന് വിളിക്കുന്നു. n ഓർബിറ്റലിന് (n-1) **നോഡുകൾ** ഉണ്ടായിരിക്കും. മുഖ്യ ക്വാണ്ടംസംഖ്യയായ 'n' ന്റെ മൂല്യം കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് നോഡിന്റെ എണ്ണവും കൂടുന്നു. അതായത്, 2s ഓർബിറ്റലിന് ഒന്ന്, 3s ഓർബിറ്റലിന് രണ്ട് എന്ന ക്രമത്തിൽ നോഡുകളുടെ എണ്ണം വർധിക്കുന്നു.

ഈ സംഭാവ്യതാസാന്ദ്രതാവ്യതിയാനങ്ങളെ മേഘചാർജ് രേഖാചിത്രങ്ങളായി നോക്കിക്കാണാം; ചിത്രം 2.13. (a). ഈ രേഖാചിത്രങ്ങളിൽ ഓരോ മേഖലയിലുമുള്ള ബിന്ദുക്കളുടെ സാന്ദ്രത ആ മേഖലയിലുള്ള ഇലക്ട്രോണിന്റെ സംഭാവ്യതാസാന്ദ്രതയെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു.



ചിത്രം 2.13. (a) *1s, 2s* ഓർബിറ്റലുകളുടെ സംഭാവ്യതാസാന്ദ്രതാചിത്രം. ബിന്ദുക്കളുടെ സാന്ദ്രത ആ മണ്ഡലത്തിൽ കാണാനുള്ള സംഭാവ്യതാസാന്ദ്രതയെ പ്രതിനിധീകരിക്കുന്നു.

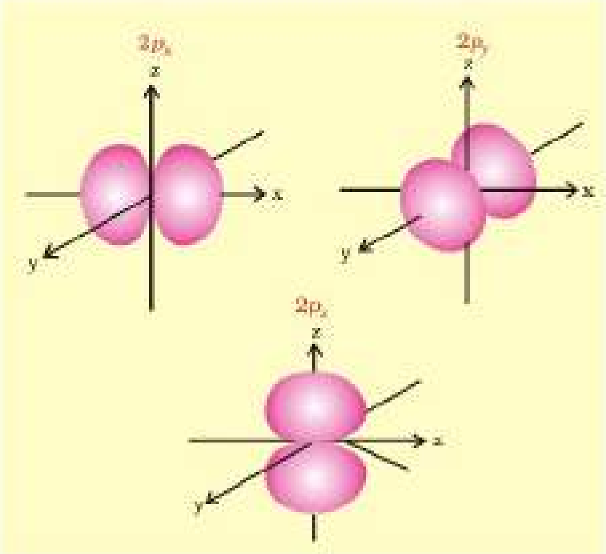
(b) 1s, 2s എന്നീ ഓർബിറ്റലുകളുടെ അതിർത്തിപ്രതല *(boundary surface)* ചിത്രം

വ്യത്യസ്ത ഓർബിറ്റലുകളുടെ ആകൃതിയുടെ ഒരു മെച്ചപ്പെട്ട ചിത്രം അവയുടെ സ്ഥിരമൂല്യമുള്ള സംഭാവ്യതാസാന്ദ്രതയുടെ **അതിർത്തിപ്രതലരേഖാചിത്രങ്ങളിൽ** നിന്ന് ലഭിക്കും. ഈ ചിത്രങ്ങളിൽ, ഒരു ഓർബിറ്റലിന്റെ അതിർത്തിപ്രതലം അല്ലെങ്കിൽ ബാഹ്യപ്രതലം (contour surface) വരയ്ക്കുന്നത് ത്രിമാനതലത്തിലെ സ്ഥിരമായ സംഭാവ്യതാസാന്ദ്രതാമൂല്യം ψ^2 ഉപയോഗിച്ചാണ്. ഒരു പ്രത്യേക പ്രതലത്തിൽ സംഭാവ്യതാസാന്ദ്രത $|\psi|^2$ സ്ഥിരമൂല്യമുള്ളതാണെങ്കിൽ $|\psi|$ ഉം സ്ഥിരമൂല്യമുള്ളതായിരിക്കും. $|\psi|^2$, $|\psi|$ എന്നിവയുടെ അതിർത്തിപ്രതലം സമാനമായിരിക്കും. തത്വത്തിൽ ഇത്തരം നിരവധി അതിർത്തിപ്രതലങ്ങൾ വരയ്ക്കാവുന്നതാണ്. എന്നിരുന്നാലും, ഒരു പ്രത്യേക ഓർബിറ്റലിന്, സ്ഥിരമൂല്യമുള്ള സംഭാവ്യതാസാന്ദ്രതയുടെ അതിർത്തിചിത്രം മാത്രമേ ഓർബിറ്റലിന്റെ ആകൃതി ശരിയായി പ്രതിനിധീകരിക്കുന്നതായി കണക്കാക്കാറുള്ളൂ. ഇലക്ട്രോൺ കാണപ്പെടാൻ ഉയർന്ന സംഭാവ്യതയുള്ള (ഉദാ: 90%) ഒരു മണ്ഡലം അഥവാ വ്യാപ്തം അതിൽ ഉൾപ്പെട്ടിരിക്കണം. ചിത്രം 2.13 (b) 1s, 2s ഓർബിറ്റലുകളുടെ അതിർത്തിപ്രതലചിത്രം തന്നിരിക്കുന്നു.

ഇപ്പോൾ ഉന്നയിച്ചേക്കാവുന്ന ഒരു ചോദ്യമുണ്ട്. ഇലക്ട്രോണിനെ കണ്ടെത്താനുള്ള സംഭാവ്യത 100% ആയിരിക്കുന്ന ഒരു രേഖാചിത്രം വരയ്ക്കാൻ നമുക്ക് സാധിക്കുമോ? ഈ ചോദ്യത്തിനുള്ള ഉത്തരം ന്യൂക്ലിയസിൽ നിന്ന് ഏത് നിശ്ചിതഅകലത്തിലും സംഭാവ്യതാസാന്ദ്രതയ്ക്ക് $|\psi|^2$ എല്ലായ്പ്പോഴും ഒരു മൂല്യം, അത് എത്ര ചെറുതായിരുന്നാലും ഉണ്ടായിരിക്കും. അതിനാൽ, ഇലക്ട്രോണിനെ കണ്ടെത്തുന്നതിനുള്ള സംഭാവ്യത 100% ആയ, ഒരു സംഭാവ്യതാസാന്ദ്രതാ ചിത്രം വരക്കാൻ സാധ്യമല്ല. ഒരു s-ഓർബിറ്റലിന്റെ സംഭാവ്യതാസാന്ദ്രതാചിത്രം യഥാർഥത്തിൽ ന്യൂക്ലിയസ് കേന്ദ്രമായുള്ള ഒരു ഗോളമാണ്. ദ്വിമാനതലത്തിൽ ഈ ഗോളം ഒരു വൃത്തം പോലെ തോന്നും. ഇതുൾക്കൊള്ളുന്ന വ്യാപ്തത്തിൽ ഇലക്ട്രോണിനെ കണ്ടെത്തുന്നതിന്റെ സംഭാവ്യത ഏതാണ്ട് 90% ആണ്.

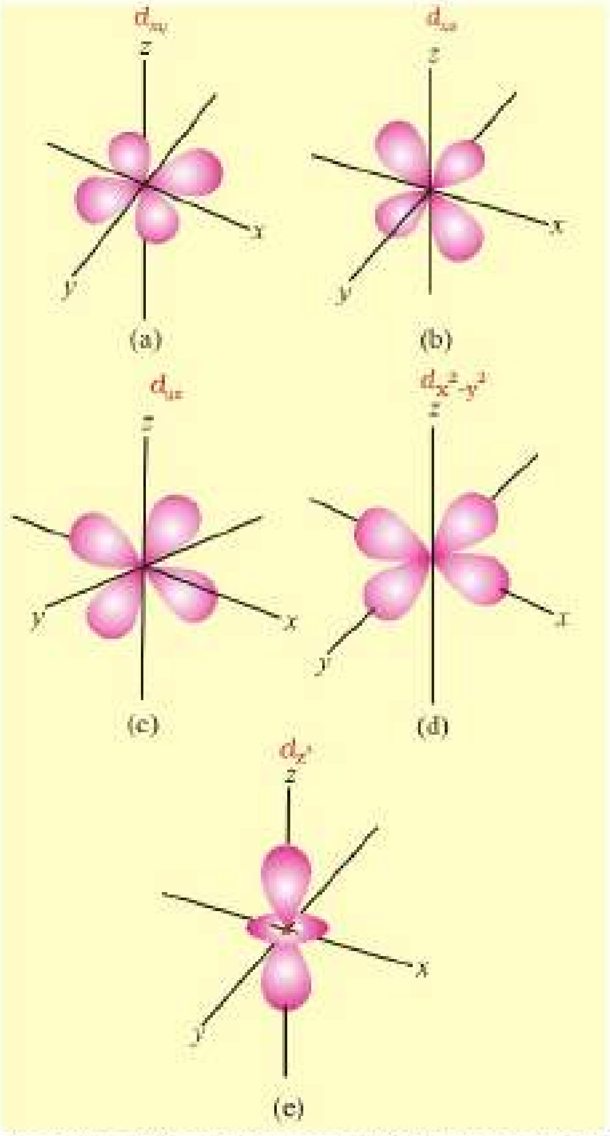
അതുകൊണ്ട് 1s, 2s എന്നീ ഓർബിറ്റലുകൾക്ക് ഗോളാകൃതിയാണെന്ന് നമുക്ക് കാണാൻ സാധിക്കും. യഥാർഥത്തിൽ എല്ലാ s ഓർബിറ്റലുകളും ഗോളീയ സമമിതിയുള്ളവയാണ്. അതായത് ഒരു നിശ്ചിത അകലത്തിൽ ഇലക്ട്രോണിനെ കണ്ടുമുട്ടുന്നതിനുള്ള സംഭാവ്യത എല്ലാ ദിശകളിലും തുല്യമാണ്. മാത്രമല്ല 'n' കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് 's' ഓർബിറ്റലിന്റെ വലിപ്പവും കൂടുന്നു. അതായത് 4s>3s>2s>1s. മുഖ്യക്വാണ്ടം സംഖ്യ വർധിക്കുന്നതിനനുസരിച്ച് ഇലക്ട്രോണും ന്യൂക്ലിയസ്സും തമ്മിലുള്ള അകലവും കൂടുന്നു.

മൂന്ന് 2p ഓർബിറ്റലുകളുടെയും (l = 1) അതിർത്തി പ്രതല ചിത്രങ്ങൾ ചിത്രം 2.14 ൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്നു. ഈ രേഖാചിത്രങ്ങളിൽ, ന്യൂക്ലിയസ് കേന്ദ്രസ്ഥാനത്താണ്. ഇവിടെ s ഓർബിറ്റലുകളിൽ നിന്ന് വ്യത്യസ്തമായി, അതിർത്തിപ്രതലചിത്രങ്ങൾ ഗോളീയമല്ല. പകരം, ഓരോ p ഓർബിറ്റലിലും ലോബുകൾ എന്ന് വിളിക്കുന്ന രണ്ട് ഭാഗങ്ങൾ ഉൾക്കൊള്ളുന്നു; അവ ന്യൂക്ലിയസിൽ കൂടി കടന്നുപോകുന്ന ഒരു തലത്തിന്റെ ഇരുവശങ്ങളിലുമായി സ്ഥിതിചെയ്യുന്നു. രണ്ട് ലോബുകളും പരസ്പരം സ്പർശിക്കുന്ന തലത്തിൽ സംഭാവ്യതാസാന്ദ്രതാഫലനം പൂജ്യമാണ്. മൂന്ന് ഓർബിറ്റലുകളുടെയും വലിപ്പവും ആകൃതിയും ഊർജവും ഒരേ തരത്തിലുള്ളവയാണ്. എന്നാൽ ലോബുകളുടെ അഭിവിന്യാസത്തിൽ അവ വ്യത്യാസപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. ഈ ലോബുകൾ x, y അല്ലെങ്കിൽ z അക്ഷങ്ങളിൽ കിടക്കുന്നതായി കണക്കാക്കപ്പെടുന്നതിനാൽ അവയ്ക്ക് $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ എന്നീ പേരുകൾ നൽകിയിരിക്കുന്നു. എന്നിരുന്നാലും, m_l (-1, 0, +1) മൂല്യങ്ങളും x, y, z എന്നീ ദിശകളും തമ്മിൽ ലളിതമായ ഒരു ബന്ധവുമില്ലെന്ന് മനസിലാക്കേണ്ടതുണ്ട്. അടിസ്ഥാനപരമായി, m_l ന് സാധ്യമായ മൂന്ന് മൂല്യങ്ങൾ ഉള്ളതിനാൽ, അക്ഷങ്ങൾ പരസ്പരം ലംബമായി നിൽക്കുന്ന മൂന്ന് p ഓർബിറ്റലുകൾ ഉണ്ട് എന്ന് മനസിലാക്കാം. മുഖ്യ ക്വാണ്ടം സംഖ്യ വർധിക്കുന്നതിനനുസരിച്ച്, s ഓർബിറ്റലിനെ പോലെ, p-ഓർബിറ്റലുകളുടെയും വലിപ്പവും ഊർജവും വർധിക്കുന്നു. അതിനാൽ, വിവിധ p-ഓർബിറ്റലുകളുടെ ഊർജവും വലിപ്പവും വർധിക്കുന്ന ക്രമം 4p>3p>2p എന്നിങ്ങനെയാണ്. കൂടാതെ, s ഓർബിറ്റലുകളെപ്പോലെ p-ഓർബിറ്റലിനുമുള്ള സംഭാവ്യതാസാന്ദ്രതാഫലകങ്ങൾ ന്യൂക്ലിയസ്സിൽ നിന്നുള്ള അകലം കൂടും തോറും പൂജ്യത്തിൽ കൂടി കടന്നുപോകുന്നു. മാത്രമല്ല ന്യൂക്ലിയസിലും ന്യൂക്ലിയസിൽ നിന്ന് അനന്തമായ ദൂരത്തിലും അത് പൂജ്യമായിരിക്കും. നോഡുകളുടെ എണ്ണം n-2 ആയിരിക്കും, അതായത് റേഡിയൽനോഡുകളുടെ എണ്ണം 3p ഓർബിറ്റലിന് ഒന്ന് 4p ഓർബിറ്റലിന് രണ്ട്, എന്നിങ്ങനെയായിരിക്കും.



ചിത്രം 2.14 മൂന്ന് 2p ഓർബിറ്റലുകളുടെ അതിർത്തിപ്രതല രേഖാചിത്രങ്ങൾ

l=2 ആയാൽ, ഓർബിറ്റൽ, d ഓർബിറ്റൽ എന്ന് അറിയപ്പെടുന്നു. കൂടാതെ ഇവിടെ മുഖ്യക്വാണ്ടം സംഖ്യയുടെ (n) ഏറ്റവും കുറഞ്ഞ മൂല്യം 3 ആയിരിക്കും. എന്തുകൊണ്ടെന്നാൽ 'l'-ന്റെ മൂല്യം (n-1) ൽ കൂടാൻ പാടില്ല. l=2 ആയാൽ അഞ്ച് m_l മൂല്യങ്ങൾ (-2, -1, 0, +1, +2) ഉണ്ടായിരിക്കും. അതിനാൽ അഞ്ച് d ഓർബിറ്റലുകളും ഉണ്ട്. 'd'-ഓർബിറ്റലുകളുടെ അതിർത്തിപ്രതല രേഖാചിത്രങ്ങൾ ചിത്രം 2.15 ൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്നു.



ചിത്രം 2.15 അഞ്ച് 3d- ഓർബിറ്റലുകളുടെ അതിർത്തിപ്രതല രൈഖാചിത്രങ്ങൾ

അഞ്ച് d ഓർബിറ്റലുകളെയും സൂചിപ്പിക്കുന്നത് d_{xy}, d_{yz}, d_{xz}, $d_{x^2-y^2}$, d_{z^2} എന്നിങ്ങനെയാണ്. ആദ്യ നാല് d ഓർബിറ്റലുകളുടെ ആകൃതികൾ സമാനമാണ്. അഞ്ചാമത്തെ d ഓർബിറ്റലായ d_{z^2} മറ്റുള്ളവയിൽ നിന്ന് വ്യത്യസ്തമാണ്. എന്നാൽ അഞ്ച് d ഓർബിറ്റലുകളുടെയും ഊർജം തുല്യമാണ്. മുഖ്യ ക്വാണ്ടംസംഖ്യയുടെ മൂല്യം 3-നെക്കാൾ കൂടുതലായ (4d, 5d ...) ഓർബിറ്റലുകൾക്ക് 3d ഓർബിറ്റലിനു സമാനമായ ആകൃതി ആണെങ്കിലും ഊർജത്തിലും വലിപ്പത്തിലും വ്യത്യാസമുണ്ട്.

റേഡിയൽ നോഡുകൾക്കു പുറമേ (അതായത് സംഭാവ്യതാസാന്ദ്രതാഫലനം പൂജ്യമായത്), np, nd എന്നീ ഓർബിറ്റലുകളുടെ സംഭാവ്യതാസാന്ദ്രതാഫലനങ്ങൾ, ന്യൂക്ലിയസിൽ കൂടി കടന്നുപോകുന്ന തലങ്ങളിൽ പൂജ്യമാണ്. ഉദാഹരണത്തിന്, p_z ഓർബിറ്റലിന്റെ കാര്യത്തിൽ, xy-തലം ഒരു നോഡൽ തലം ആണ്. d_{xy} ഓർബിറ്റലിന്റെ കാര്യത്തിൽ ന്യൂക്ലിയസിൽ കൂടി കടന്നു പോകുന്നതും അക്ഷം അടങ്ങുന്ന xy തലത്തിനെ രണ്ടായി ഛേദിക്കുന്നതുമായ രണ്ട് നോഡൽ തലങ്ങളുണ്ട്. അവയെ കോണീയനോഡുകൾ എന്ന് വിളിക്കുന്നു , അവയുടെ എണ്ണം '*l*' ന് തുല്യമാണ്. അതായത്, 'p' ഓർബിറ്റലുകൾക്ക് ഒരു കോണീയ നോഡ്, 'd' ഓർബിറ്റലുകൾക്ക് **രണ്ട് കോണീയ നോഡുകൾ എന്ന ക്രമത്തിൽ തുടരുന്നു. നോഡുകളുടെ ആകെ എണ്ണം (n-1) ആണ്. ഇത്, '*l*' കോണീയ നോഡുകളുടെയും (n - *l* - 1) റേഡിയൽ നോഡുകളുടെയും തുകയാണ്.**

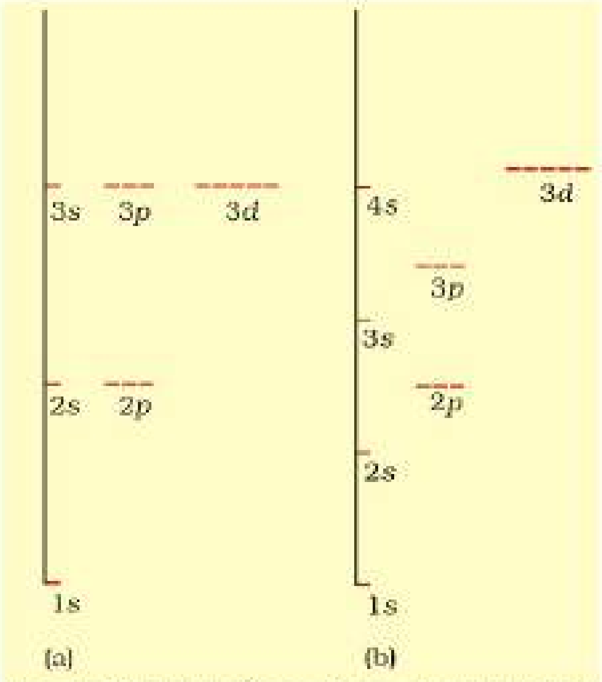
2.6.3 ഓർബിറ്റലുകളുടെ ഊർജം

ഒരു ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിലെ ഒരു ഇലക്ട്രോണിന്റെ ഊർജം മുഖ്യ ക്വാണ്ടംസംഖ്യയെ മാത്രം ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. ഓർബിറ്റലുകളുടെ ഊർജം വർധിക്കുന്ന ക്രമമാണ് തുടർന്ന് നൽകിയിരിക്കുന്നത്.

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

ഇതിന്റെ ചിത്രീകരണം ചിത്രം 2.16 കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. 2s, 2p ഓർബിറ്റലുകൾക്ക് ആകൃതികൾ വ്യത്യസ്തമാണെങ്കിലും 2s ഓർബിറ്റലിലും 2p ഓർബിറ്റലിലും ഒരു ഇലക്ട്രോണിന് ഒരേ ഊർജമാണ്. ഒരേ ഊർജം ഉള്ള ഓർബിറ്റലുകളെ **സമോർജഓർബിറ്റലുകൾ** (degenerate orbitals) എന്ന് വിളിക്കുന്നു. ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിലെ 1s ഓർബിറ്റൽ, നേരത്തെ പറഞ്ഞതു പോലെ, ഏറ്റവും സ്ഥിരതയുള്ള അവസ്ഥയാണ്. ഇത് **നിമ്നോർജാവസ്ഥ** എന്നറിയപ്പെടുന്നു. കൂടാതെ ഈ ഓർബിറ്റലിലുള്ള ഇലക്ട്രോൺ ന്യൂക്ലിയസിനോട് ഏറ്റവും ശക്തമായി ബന്ധിക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിലെ 2s, 2p അല്ലെങ്കിൽ അതിനെക്കാൾ ഊർജം കൂടിയ ഓർബിറ്റലുകളിൽ ഇലക്ട്രോൺ **ഉത്തേജിതാവസ്ഥയിലാണ്.**

ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിൽ നിന്ന് വിഭിന്നമായി ഒരു ബഹു ഇലക്ട്രോൺ ആറ്റത്തിൽ ഒരു ഇലക്ട്രോണിന്റെ ഊർജം മുഖ്യ ക്വാണ്ടംസംഖ്യയെ (ഷെൽ) മാത്രമല്ല അസിമുഥൽ ക്വാണ്ടംസംഖ്യയെയും (ഉപഷെൽ) ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. അതായത്, ഒരു നിശ്ചിതമുഖ്യ ക്വാണ്ടംസംഖ്യക്ക്, s, p, d, f ... തുടങ്ങി എല്ലാത്തിനും വ്യത്യസ്ത ഊർജമാണ്. ഒരു നിശ്ചിത മുഖ്യ ക്വാണ്ടം



ചിത്രം 2.16 (a) ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിലെയും (b) ബഹുഇലക്ട്രോൺ ആറ്റങ്ങളിലെയും ചില ഇലക്ട്രോണിക് ഷെല്ലുകളുടെ ഊർജ്ജ നില രേഖാചിത്രങ്ങൾ. ഒരേ മുഖ്യ ക്വാണ്ടം സംഖ്യ മൂല്യമുള്ള ഓർബിറ്റലുകൾക്ക്, വ്യത്യസ്ത അസിമുഥൽ ക്വാണ്ടം സംഖ്യയാണെങ്കിൽ പോലും ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിൽ ഒരേ ഊർജ്ജം ആയിരിക്കും. ബഹുഇലക്ട്രോണുകൾ ഉള്ള ആറ്റങ്ങളിൽ, ഒരേ മുഖ്യ ക്വാണ്ടം സംഖ്യാ മൂല്യമുള്ള ഓർബിറ്റലുകൾക്ക് അസിമുഥൽ ക്വാണ്ടം സംഖ്യകൾ വ്യത്യസ്തമാണെങ്കിൽ ഊർജ്ജവും വ്യത്യസ്തമായിരിക്കും.

സംഖ്യയ്ക്ക് ഓർബിറ്റലുകളുടെ ഊർജം വർധിക്കുന്ന ക്രമമാണ് s < p < d < f ഉയർന്ന ഊർജനിലകളിൽ ഈ വ്യതിയാനം ശ്രദ്ധേയമായ അളവിൽ പ്രകടമാണ് അതിനാൽ ഓർബിറ്റൽ ഊർജത്തിൽ ചാഞ്ചാട്ടമുണ്ടാകുന്നു. ഉദാഹരണമായി 4s < 3d, 6s < 5d, 4f < 6p. ഉപഷെല്ലുകൾക്ക് വ്യത്യസ്ത ഊർജം ഉണ്ടാകാനുള്ള പ്രധാന കാരണം ബഹു ഇലക്ട്രോൺ ആറ്റങ്ങളിൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ പരസ്പരം വികർഷിക്കുന്നതാണ്. ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിലെ ഏക വൈദ്യുതപാരസ്പര്യം ഋണ ഇലക്ട്രോൺ, ധന ന്യൂക്ലിയസ് എന്നിവ തമ്മിലുള്ള ആകർഷണം മാത്രമാണ്. ബഹുഇലക്ട്രോൺ ആറ്റങ്ങളിൽ ഇലക്ട്രോണും ന്യൂക്ലിയസും തമ്മിലുള്ള ആകർഷണം കൂടാതെ ഓരോ ഇലക്ട്രോണും മറ്റ് ഇലക്ട്രോണുകളും തമ്മിലുള്ള വികർഷണവും ഉണ്ട്. ഇങ്ങനെ ബഹുഇലക്ട്രോൺ ആറ്റത്തിൽ ഒരു ഇലക്ട്രോണിന്റെ സ്ഥിരതയ്ക്ക് കാരണം, മൊത്തത്തിലുള്ള ആകർഷണ പാരസ്പര്യം വികർഷണപാരസ്പര്യത്തേക്കാൾ കൂടുതലാണെന്നതാണ്. സാധാരണയായി, ബാഹ്യ ഷെല്ലിലെ ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് ആന്തരികഷെല്ലിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുമായുള്ള വികർഷണപാരസ്പര്യം കൂടുതൽ പ്രാധാന്യം അർഹിക്കുന്നു. നേരെമറിച്ച്, ന്യൂക്ലിയസിലുള്ള പോസിറ്റീവ് ചാർജിന്റെ (Ze) വർധനവിനനുസരിച്ച് ഒരു ഇലക്ട്രോണിന്റെ ആകർഷണ പാരസ്പര്യം കൂടുന്നു. ആന്തരികഷെല്ലുകളിലെ ഇലക്ട്രോണിന്റെ സാന്നിധ്യം മൂലം ബാഹ്യഷെല്ലിലെ ഇലക്ട്രോണിനുമേൽ ന്യൂക്ലിയസിലുള്ള മുഴുവൻ പോസിറ്റീവ് ചാർജിന്റെയും പ്രഭാവം ഉണ്ടായിരിക്കില്ല. ആന്തരിക ഷെൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ ന്യൂക്ലിയസിലെ പോസിറ്റീവ് ചാർജിനെ ഭാഗികമായി മറയ്ക്കുന്നത് കാരണം ഈ പ്രഭാവം കുറയുന്നു. **ബാഹ്യ ഷെൽ ഇലക്ട്രോണുകളെ ന്യൂക്ലിയസ്സിൽ നിന്ന് ആന്തരിക ഇലക്ട്രോണുകൾ മറയ്ക്കുന്നതിനെ പരിരക്ഷണപ്രഭാവം (sheilding effect) എന്നറിയപ്പെടുന്നു.** ബാഹ്യ ഇലക്ട്രോണുകളിൽ അനുഭവപ്പെടുന്ന പരിണത പോസിറ്റീവ് ചാർജ് **സഫലന്യൂക്ലിയർ ചാർജ് (effective nuclear charge - $Z_{eff}e$)** എന്നറിയപ്പെടുന്നു. ആന്തരിക ഷെൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ ന്യൂക്ലിയസിൽ നിന്ന് ബാഹ്യ ഇലക്ട്രോണുകളെ മറയ്ക്കുന്നുണ്ടെങ്കിലും ബാഹ്യ ഷെൽ ഇലക്ട്രോണുകളിലുള്ള ആകർഷണ ബലം ന്യൂക്ലിയർചാർജ് വർധനവിനനുസരിച്ച് വർധിക്കുന്നു. മറ്റൊരു തരത്തിൽ പറഞ്ഞാൽ, അറ്റോമിക സംഖ്യ (Z) യുടെ വർധനവിനനുസരിച്ച് ന്യൂക്ലിയസും ഇലക്ട്രോണും തമ്മിലുള്ള ഊർജപാരസ്പര്യം (അതായത് ഓർബിറ്റൽ ഊർജം) കുറയുന്നു (കൂടുതൽ ഋണമാകുന്നു).

ആകർഷകവും വികർഷകവുമായ പാരസ്പര്യങ്ങൾ ഇലക്ട്രോണിൽ കാണപ്പെടുന്ന ഷെല്ലിനേയും ഓർബിറ്റലിന്റെ ആകൃതിയെയും ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. ഉദാഹരണത്തിന്, എല്ലാ ഓർബിറ്റലുകളും ഒരേ ഷെല്ലിലാണെങ്കിലും, ഗോളാകൃതിയിലുള്ള s ഓർബിറ്റലിലുള്ള ഇലക്ട്രോണുകൾ, p-ഓർബിറ്റലിലുള്ള ഇലക്ട്രോണുകളെ അപേക്ഷിച്ച് കൂടുതൽ ഫലപ്രദമായി ബാഹ്യഇലക്ട്രോണുകളെ ന്യൂക്ലിയസിൽ നിന്ന് മറയ്ക്കുന്നു. അതുപോലെ p- ഓർബിറ്റലിലുള്ള ഇലക്ട്രോണുകൾ d ഓർബിറ്റലിലുള്ള ഇലക്ട്രോണുകളെ അപേക്ഷിച്ച് കൂടുതൽ ഫലപ്രദമായി ബാഹ്യ ഇലക്ട്രോണുകളെ ന്യൂക്ലിയസിൽ നിന്ന് മറയ്ക്കുന്നു. ഒരു ഷെല്ലിനുള്ളിൽ, ഓർബിറ്റലിന്റെ ഗോളാകൃതിമൂലം s-ഓർബിറ്റലിലെ ഇലക്ട്രോൺ p–ഓർബിറ്റൽ ഇലക്ട്രോണുകളേക്കാൾ കൂടുതൽ സമയം ന്യൂക്ലിയസിനടുത്ത് ചെലവഴിക്കുന്നു. അതുപോലെ d-ഓർബിറ്റൽ ഇലക്ട്രോണുമായി താരതമ്യം ചെയ്യുമ്പോൾ p ഓർബിറ്റൽ ഇലക്ട്രോൺ ന്യൂക്ലിയസിന്റെ സമീപത്ത് കൂടുതൽ സമയം ചെലവഴിക്കുന്നു. ഒരു നിശ്ചിത ഷെല്ലിൽ (മുഖ്യ ക്വാണ്ടംസംഖ്യ), അസിമുഥൽ ക്വാണ്ടംസംഖ്യ (l) വർധിക്കുന്നതിനനുസരിച്ച് ഇലക്ട്രോണിന് അനുഭവ

പ്പെടുന്ന Z_{eff} കുറയുന്നു. അതായത് s-ഓർബിറ്റലിലെ ഇലക്ട്രോൺ p-ഓർബിറ്റലിലെ ഇലക്ട്രോണിനേക്കാളും അതുപോലെ p ഓർബിറ്റലിലെ ഇലക്ട്രോൺ, d -ഓർബിറ്റലിലെ ഇലക്ട്രോണിനേക്കാളും ന്യൂക്ലിയസി ലേക്ക് കൂടുതൽ ദൃഢമായി ബന്ധിപ്പിക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. s-ഓർബിറ്റലിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ഊർജം p-ഓർബിറ്റലിലെ ഇലക്ട്രോണിനെ അപേക്ഷിച്ച് കൂടുതൽ ഋണമായിരിക്കും (കുറവായിരിക്കും). p- ഓർബിറ്റലിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ഊർജം d-ഓർബിറ്റലിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ഊർജത്തേ ക്കാൾ കുറവായിരിക്കും. ഈ രീതി തുടർന്നുകൊണ്ടി രിക്കുന്നു. വിവിധ ഓർബിറ്റലുകളിലെ ഇലക്ട്രോണു കൾക്ക് ന്യൂക്ലിയസിൽ നിന്നുള്ള മറയ്ക്കലിന്റെ പരിധി വ്യത്യസ്തമായതുകൊണ്ട്, ഒരേ ഷെല്ലിലെ (അഥവാ ഒരേ മുഖ്യ ക്വാണ്ടംസംഖ്യ) ഊർജനിലകളിൽ പിരിപ്പ് ഉണ്ടാകുന്നു. അതായത്, മുമ്പ് പരാമർശിച്ചതുപോലെ, ഒരു ഇലക്ട്രോണിന്റെ ഊർജം, 'n' ന്റെയും '*l*' ന്റെയും മൂല്യങ്ങളെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. ഗണിതപരമായി, ഓർബിറ്റലുകളുടെ ഊർജത്തിന് n, *l* എന്നിവയുമാ യുള്ള ആശ്രിതത്വം വളരെ സങ്കീർണമാണ്. എന്നാൽ **ലളിതമായ ഒരു നിയമമനുസരിച്ച്, കുറഞ്ഞ (n + *l*) മൂല്യം ഉള്ള ഓർബിറ്റലിന് ഊർജവും കുറവായിരി ക്കും. രണ്ട് ഓർബിറ്റലുകൾക്ക് ഒരേ (n + *l*) മൂല്യം ആണെങ്കിൽ, 'n' ന്റെ മൂല്യം കുറഞ്ഞ ഓർബിറ്റലിന് താഴ്ന്ന ഊർജം ഉണ്ടായിരിക്കും.** പട്ടിക (2.5) (n + *l*) നിയമം ഉദാഹരിക്കുന്നു; ചിത്രം 2.16 ബഹുഇലക്ട്രോൺ ആറ്റങ്ങളുടെ ഊർജനില ചിത്രീകരിക്കുന്നു. ബഹു ഇലക്ട്രോൺ ആറ്റങ്ങളിൽ ഒരു പ്രത്യേക ഷെല്ലിലെ വിവിധ ഉപഷെല്ലുകൾക്ക് വ്യത്യസ്ത ഊർജങ്ങളാ ണെന്നത് ശ്രദ്ധിക്കേണ്ടതാണ്. എന്നാൽ, ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിൽ, ഇവയ്ക്ക് ഒരേ ഊർജമാണ്. **അവസാന മായി ഇവിടെ എടുത്തുപറയേണ്ട ഒരു കാര്യം ഒരേ ഉപഷെല്ലിലെ ഓർബിറ്റലുകളുടെ ഊർജങ്ങൾ ആറ്റോമികസംഖ്യ (Z_{eff}) വർധിക്കുന്നതിനനുസരിച്ച് കുറയുന്നു എന്നതാണ്.** ഉദാഹരണത്തിന്, ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിലെ 2s ഓർബിറ്റലിന്റെ ഊർജം ലിഥിയത്തിന്റെ 2s ഓർബിറ്റലിന്റെ ഊർജത്തേക്കാൾ കൂടുതലാണ്. അതായത്, $E_{2s}(H) > E_{2s}(Li) > E_{2s}(Na) > E_{2s}(K)$.

2.6.4 ആറ്റങ്ങളിലെ ഓർബിറ്റൽ പൂരണം (Filling of Orbitals in Atom)

വ്യത്യസ്ത ആറ്റങ്ങളുടെ ഓർബിറ്റലുകളിൽ ഇലക്ട്രോ ണുകൾ നിറയുന്നത് ആഫ്ബൗതത്വത്തിന്റെ അടിസ്ഥാ നത്തിലാണ്. ഈ തത്വം പൗളിയുടെ അപവർജന തത്വത്തെയും, ഹുണ്ടിന്റെ അധികതമബഹുലതാ നിയമത്തെയും, ഓർബിറ്റലുകളുടെ ആപേക്ഷിക ഊർജത്തെയും അടിസ്ഥാനമാക്കിയിരിക്കുന്നു.

പട്ടിക 2.5 (n+l) തത്വത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ ഓർബിറ്റലു കളുടെ ഊർജം വർധിക്കുന്ന ക്രമീകരണം

ഓർബിറ്റൽ	'n' മൂല്യം	'*l*' മൂല്യം	(n + l) മൂല്യം	
1s	1	0	1 + 0 = 1	
2s	2	0	2 + 0 = 2	
2p	2	1	2 + 1 = 3	2p (n=2) യ്ക്ക് 3s നെ ക്കാൾ ഊർജം കുറവാണ്.
3s	3	0	3 + 0 = 3	3s (n=3)
3p	3	1	3 + 1 = 4	3p (n =3) യ്ക്ക് 4s നെ ക്കാൾ ഊർജം കുറവാണ്.
4s	4	0	4 + 0 = 4	4s (n =4)
3d	3	2	3 + 2 = 5	3d (n =3) യ്ക്ക് 4p യെ ക്കാൾ ഊർജം കുറവാണ്.
4p	4	1	4 + 1 =5	4p (n =4)

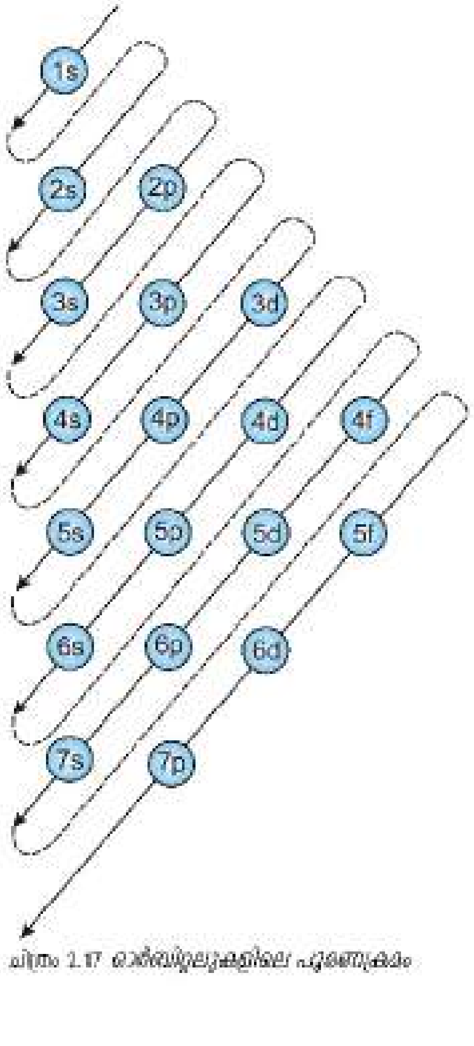
ആഫ്ബൗ തത്വം (*Aufbau Principle*)

ആഫ്ബൗ' എന്ന പദത്തിനു ജർമൻഭാഷയിൽ 'കെട്ടിപ്പടുക്കുക' എന്നാണ് അർഥം. ഓർബിറ്റലുകൾ 'കെട്ടിപ്പടുക്കുക' എന്നാൽ അവയെ ഇലക്ട്രോണുകൾ കൊണ്ട് പൂരിതമാക്കുക എന്നതാണ്. ഈ തത്വം ഇങ്ങനെ പ്രസ്താവിക്കുന്നു: **ആറ്റങ്ങൾ നിമ്നോർജാ വസ്ഥയിലായിരിക്കുമ്പോൾ, ഓർബിറ്റലുകളിൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ നിറയുന്നത് അവയുടെ ഊർജ ത്തിന്റെ ആരോഹണക്രമത്തിലാണ്.** മറ്റൊരു വിധ ത്തിൽ പറഞ്ഞാൽ, ഇലക്ട്രോണുകൾ ലഭ്യമായ ഏറ്റവും കുറഞ്ഞ ഊർജമുള്ള ഓർബിറ്റലുകളിൽ ആദ്യം നിറയുകയും, താഴ്ന്ന ഊർജ ഓർബിറ്റലുകൾ നിറഞ്ഞു കഴിഞ്ഞാൽ മാത്രം അവ ഉയർന്ന ഊർജമുള്ള ഓർബിറ്റലുകളിൽ പ്രവേശിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. ഒരു നിശ്ചിത ഓർബിറ്റലിന്റെ ഊർജം ഫലപ്രദ ന്യൂക്ലിയാർ ചാർജിനെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു എന്നത് നിങ്ങൾക്കറി യാമല്ലോ. മാത്രമല്ല വ്യത്യസ്ത ഓർബിറ്റലുകൾ വ്യത്യസ്ത അളവിലായിരിക്കും സ്വാധീനിക്കപ്പെടുക.

അതുകൊണ്ട് എല്ലാ ആറ്റങ്ങൾക്കും പ്രാപഞ്ചികമായി അംഗീകരിക്കപ്പെടുന്ന ഓർബിറ്റൽ ഊർജത്തിന്റെ ഏക ക്രമം നൽകാനാകില്ല.

ഓർബിറ്റലുകളുടെ ഊർജം വർധിക്കുന്ന ക്രമവും, അതിനനുസൃതമായി ഓർബിറ്റലിൽ ഇലക്ട്രോൺ പൂരണം നടക്കുന്ന ക്രമവും ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s...

ചിത്രം 2.17 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന രീതി ഉപയോഗിച്ച് ഈ ക്രമം ഓർമ്മിച്ചെടുക്കാം. മുകളിൽ നിന്ന് ആരംഭിക്കുന്ന, അമ്പ് അടയാളത്തിന്റെ ദിശ ഓർബിറ്റലുകളിൽ, ഇലക്ട്രോണുകൾ നിറയുന്ന ക്രമം നൽകുന്നു. അതായത് മുകളിൽ വലത്തുനിന്ന് ആരംഭിച്ച് ചുവടെ ഇടതുവശത്തവസാനിക്കുന്ന തരത്തിൽ. ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോണുകൾ നിറയ്ക്കപ്പെടുന്നത് സംബന്ധിച്ച് എല്ലാ ആറ്റങ്ങളിലും ഈ ക്രമം കൃത്യത പുലർത്തുന്നു. ഉദാഹരണമായി പൊട്ടാസ്യത്തിലെ ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോണിന് 3d അല്ലെങ്കിൽ 4s ഓർബിറ്റൽ സാധ്യ



ചിത്രം 2.17 *ഓർബിറ്റലുകളിലെ പൂരണക്രമം*

മാണ്. എന്നാൽ ഈ ശ്രേണി പ്രവചിക്കുന്നതുപോലെ ഇലക്ട്രോൺ 4s ഓർബിറ്റലിലാണുള്ളത്. മുകളിൽ സൂചിപ്പിച്ചിരിക്കുന്ന ക്രമത്തെ ഊർജനിലകൾ നിറയ്ക്കപ്പെടുന്നതിന്റെ ഒരു ഏകദേശ സഹായിയായി മാത്രം പരിഗണിച്ചാൽ മതിയാകും. മിക്കവാറും സാഹചര്യങ്ങളിൽ ഓർബിറ്റലുകൾക്ക് തുല്യ ഊർജമുണ്ടാകാറുണ്ട്. അറ്റോമിക ഘടനയിലുള്ള ചെറിയ വ്യതിയാനങ്ങൾ ഇലക്ട്രോൺ നിറയ്ക്കപ്പെടുന്ന ക്രമത്തിൽ മാറ്റം വരുത്താം. ചില ഒഴിവാക്കലുകൾ നിലവിലുണ്ട് എന്ന ധാരണയിൽ, ആറ്റങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോണിക് ഘടന വികസിപ്പിക്കുന്നതിനുള്ള സഹായിയായി ഈ ക്രമത്തെ പരിഗണിക്കാം.

പൗളിയുടെ അപവർജനതത്വം (Pauli's Exclusion Principle)

ഓസ്ട്രിയൻ ശാസ്ത്രജ്ഞൻ വുൾഫ്ഗാങ് പൗളി (1926) നൽകിയ അപവർജനതത്വമനുസരിച്ച് വിവിധ ഓർബിറ്റലുകളിൽ നിറയുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം നിയന്ത്രിക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. ഈ തത്വം അനുസരിച്ച് **ഒരാറ്റത്തിലെ രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് നാല് ക്വാണ്ടം സംഖ്യകളുടേയും ഗണം ഒരുപോലെയായിരിക്കില്ല.** പൗളിയുടെ തത്വം ഇങ്ങനെയും പ്രസ്താവിക്കാം: '**ഒരു ഓർബിറ്റലിൽ രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകൾ മാത്രമേ ഉൾക്കൊള്ളുവാൻ സാധിക്കുകയുള്ളൂ,** മാത്രമല്ല ഈ ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് വിപരീതചക്രണങ്ങളുമായിരിക്കണം. അതായത്, രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് മൂന്ന് ക്വാണ്ടം സംഖ്യകളായ n, *l*, m_l എന്നിവ തുല്യമാകാം. എന്നാൽ ചക്രണക്വാണ്ടം സംഖ്യ വിപരീതമായിരിക്കും. ഒരു ഉപഷെല്ലിൽ ഉൾക്കൊള്ളാൻ കഴിയുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം കണ്ടെത്താൻ പൗളിയുടെ അപവർജനതത്വം നിർദേശിക്കുന്ന നിയന്ത്രണം സഹായിക്കുന്നു. ഉദാഹരണമായി, ഉപഷെൽ 1s ൽ ഒരു ഓർബിറ്റൽ ഉണ്ട്, അതിനാൽ 1s ഉപഷെല്ലിൽ ഉൾക്കൊള്ളാൻ കഴിയുന്ന പരമാവധി ഇലക്ട്രോണുകൾ രണ്ടാണ്; p, d എന്നീ ഉപഷെല്ലുകളിൽ ഉൾക്കൊള്ളാൻ കഴിയുന്ന പരമാവധി ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം യഥാക്രമം 6-ഉം 10-ഉം ആയിരിക്കും. ഇതിങ്ങനെ തുടർന്നുകൊണ്ടിരിക്കുന്നു. ചുരുക്കത്തിൽ **മുഖ്യ ക്വാണ്ടംസംഖ്യ n ആയ ഒരു ഷെല്ലിൽ ഉൾക്കൊള്ളാൻ കഴിയുന്ന പരമാവധി ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം $2n^2$ ആയിരിക്കും.**

ഹുണ്ടിന്റെ അധികതമ ബഹുലതാനിയമം

ഈ നിയമം ഒരേ ഉപഷെല്ലിലെ ഓർബിറ്റലുകളിലേക്ക് (അതായത്, സമോർജഓർബിറ്റലുകൾ എന്ന് വിളിക്കുന്ന തുല്യഊർജമുള്ള ഓർബിറ്റലുകളിലേക്ക്) ഇലക്ട്രോണുകൾ നിറയ്ക്കുന്നതെങ്ങനെയെന്നു വിശദീകരിക്കുന്നു. ഈ നിയമം പ്രസ്താവിക്കുന്നത് ഇങ്ങനെ

യാണ് : **ഒരേ ഉപഷെല്ലിലെ (p, d, f) ഓർബിറ്റലുകളിൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ ജോടിയാകുന്നത് (pairing) ആ ഉപഷെല്ലിലെ എല്ലാ ഓർബിറ്റലുകളിലും ഓരോ ഇലക്ട്രോൺ വീതം നിറഞ്ഞതിനുശേഷമായിരിക്കും.**

മൂന്ന് 'p' ഓർബിറ്റലുകളും, അഞ്ചു 'd' ഓർബിറ്റലുകളും, ഏഴ് f ഓർബിറ്റലുകളും ഉള്ളതിനാൽ, യഥാക്രമം നാലാമത്തെ, ആറാമത്തെ, എട്ടാമത്തെ ഇലക്ട്രോണുകൾ പ്രവേശിക്കുമ്പോഴാണ് അവയിൽ ജോടിയാകൽ ആരംഭിക്കുന്നത്. പകുതി നിറഞ്ഞതും, പൂർണമായി നിറഞ്ഞതുമായ, തുല്യ ഊർജ ഓർബിറ്റൽ ഗണങ്ങൾക്ക് അവയുടെ സമമിതിമൂലം കൂടുതൽ സ്ഥിരത കൈവരുന്നുവെന്ന് നിരീക്ഷിക്കപ്പെട്ടിട്ടുണ്ട്. (വിഭാഗം 2.6.7 കാണുക).

2.6.5 ആറ്റങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോണികവിന്യാസം

ഒരു ആറ്റത്തിന്റെ ഓർബിറ്റലുകളിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ വിതരണത്തെയാണ് **ഇലക്ട്രോണികവിന്യാസ**മെന്ന് പറയുന്നത്. വ്യത്യസ്ത അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകളുടെ ഇലക്ട്രോൺ പൂരണത്തെ നിയന്ത്രിക്കുന്ന അടിസ്ഥാനനിയമങ്ങൾ മനസിൽ വച്ചാൽ, വ്യത്യസ്ത ആറ്റങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോണികവിന്യാസം വളരെ എളുപ്പത്തിൽ എഴുതാനാകും.

വ്യത്യസ്ത ആറ്റങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോണികവിന്യാസം രണ്ടുരീതികളിൽ പ്രതിനിധീകരിക്കാവുന്നതാണ്. ഉദാഹരണത്തിന്:

(i) $s^a p^b d^c$.................... ചിഹ്നങ്ങൾ

(ii) ഓർബിറ്റൽ രേഖാചിത്രം

മേൽപ്പറഞ്ഞിരിക്കുന്നവയിൽ ആദ്യരീതിയിൽ ഉപഷെല്ലിനെ അതിന്റെ അക്ഷരചിഹ്നമുപയോഗിച്ച് സൂചിപ്പിച്ചശേഷം ഉപഷെല്ലിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം ചിഹ്നത്തിന്റെ മേൽക്കുറിയായി a, b, c...... എന്ന രീതിയിൽ സൂചിപ്പിക്കുന്നു. വ്യത്യസ്ത ഷെല്ലുകളിലുള്ള സമാനഉപഷെല്ലുകളെ തിരിച്ചറിയുന്നതിന് അതത് ഉപഷെല്ലുകളുടെ ചിഹ്നത്തിനു മുന്നിലായി മുഖ്യ ക്വാണ്ടംസംഖ്യയും കൂടി എഴുതുന്നു. രണ്ടാമത്തെ രീതിയിൽ ഉപഷെല്ലുകളിലെ ഓരോ ഓർബിറ്റലുകളെയും ഓരോ ബോക്സ് കൊണ്ടും അതിലെ ഇലക്ട്രോണിന്റെ ചക്രണം ഓരോ അമ്പടയാളം, (↑) പോസിറ്റീവ് സ്പിൻ അല്ലെങ്കിൽ (↓) നെഗറ്റീവ് സ്പിൻ, കൊണ്ടും സൂചിപ്പിക്കുന്നു. രണ്ടാമത്തെ രീതിക്ക് ഒന്നാമത്തേതിനെ അപേക്ഷിച്ചുള്ള മെച്ചം അത് നാല് ക്വാണ്ടംസംഖ്യകളെയും പ്രതിനിധാനം ചെയ്യുന്നു എന്നതാണ്.

ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിനു ഒരു ഇലക്ട്രോൺ മാത്രമാണുള്ളത്. അത് ഏറ്റവും കുറഞ്ഞ ഊർജമുള്ള 1s ഓർബിറ്റലിൽ നിറയുന്നു. ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിന്റെ ഇലക്ട്രോണിക് വിന്യാസം $1s^1$ ആണ്. അതിന്റെ അർഥം 1s ഓർബിറ്റലിൽ ഒരു ഇലക്ട്രോൺ ഉണ്ടെന്നാണ്. ഹീലിയത്തിലെ രണ്ടാമത്തെ ഇലക്ട്രോണിനെയും 1s ഓർബിറ്റലിന് ഉൾക്കൊള്ളാനാകും. അതിനാൽ അതിന്റെ ക്രമീകരണം $1s^2$ ആണ്. മുകളിൽ പറഞ്ഞതുപോലെ, ചക്രണത്തിൽ വ്യത്യാസമുള്ള രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ചിത്രമാണ് ഓർബിറ്റൽ രേഖാചിത്രത്തിൽ കാണുന്നത്.

പൗളിയുടെ അപവർജനതത്വത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ ലിഥിയത്തിന്റെ (Li) 1s ഓർബിറ്റലിൽ മൂന്നാമത്തൊരു ഇലക്ട്രോൺ കൂടി അനുവദനീയമല്ല. അതിനാൽ, ലഭ്യമായ രണ്ടാമത്തെ പരിഗണന 2s ഓർബിറ്റലിനാണ്. Li യുടെ ഇലക്ട്രോണികവിന്യാസം $1s^2 2s^1$ ആണ്. 2s ഓർബിറ്റലിന് ഒരു ഇലക്ട്രോണിനെ കൂടി ഉൾക്കൊള്ളാൻ കഴിയും. അതിനാൽ ബെറിലിയം (Be) ആറ്റത്തിന്റെ വിന്യാസം. $1s^2 2s^2$ ആണ് (മൂലകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോണിക് വിന്യാസങ്ങളുള്ള പട്ടിക 2.6, പേജ് 68 കാണുക).

അടുത്ത ആറു മൂലകങ്ങളായ ബോറോൺ (B, $1s^2 2s^2 2p^1$), കാർബൺ (C, $1s^2 2s^2 2p^2$) നൈട്രജൻ (N, $1s^2 2s^2 2p^3$), ഓക്സിജൻ (O, $1s^2 2s^2 2p^4$), ഫ്ളൂറിൻ (F, $1s^2 2s^2 2p^5$), നിയോൺ (Ne, $1s^2 2s^2 2p^6$) എന്നിവയിൽ 2p ഓർബിറ്റലുകളാണ് ക്രമേണ നിറയുന്നത്. ഈ പ്രക്രിയ നിയോണിൽ ആറ്റത്തിൽ പൂർത്തിയാകുന്നു. ഈ മൂലകങ്ങളുടെ ഓർബിറ്റൽ ചിത്രങ്ങൾ ഇങ്ങനെ രേഖപ്പെടുത്താം:

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

സോഡിയം (Na, $1s^22s^22p^63s^1$) മുതൽ ആർഗോൺ (Ar, $1s^22s^22p^63s^23p^6$) വരെയുള്ള ഇലക്ട്രോണിക് വിന്യാസം ലിഥിയം മുതൽ നിയോൺ വരെയുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ അതേ ക്രമം പിന്തുടരുന്നു. എന്നാൽ, അവയിൽ 3s, 3p എന്നീ ഓർബിറ്റലുകളാണ് നിറയുന്നത്. ആദ്യ രണ്ടു ഷെല്ലുകളിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണത്തെ നിയോൺ (Ne) മൂലകമുപയോഗിച്ചു പ്രതിനിധീകരിക്കുന്നുവെങ്കിൽ ഈ പ്രക്രിയ ലളിതമാകും. സോഡിയം മുതൽ ആർഗോൺ വരെയുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോണികവിന്യാസം ഇങ്ങനെ എഴുതാവുന്നതാണ്: Na, $[Ne]3s^1$ മുതൽ (Ar, $[Ne]\ 3s^23p^6$. പൂർണമായും നിറഞ്ഞ ഷെല്ലുകളിൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ കോർ (core) ഇലക്ട്രോണുകളെന്ന് അറിയപ്പെടുന്നു. ഏറ്റവും ഉയർന്ന മുഖ്യ ക്വാണ്ടം സംഖ്യയുള്ള ഷെല്ലുകളിൽ ചേർക്കപ്പെടുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളെ **സംയോജകഇലക്ട്രോണുകൾ** എന്ന് വിളിക്കുന്നു. ഉദാഹരണത്തിന്, Na മുതൽ Ar വരെയുള്ളവയിൽ [Ne] യിലെ ഇലക്ട്രോണുകൾ കോർ ഇലക്ട്രോണുകളും ബാക്കിയുള്ളവ സംയോജക ഇലക്ട്രോണുകളുമാണ്. പൊട്ടാസ്യം (K), കാൽസ്യം (Ca), എന്നിവയിൽ 4s ഓർബിറ്റലിന്, 3d ഓർബിറ്റലിനേക്കാൾ ഊർജം കുറവായതിനാൽ യഥാക്രമം ഒന്ന്, രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകൾ 4s-ൽ നിറയുന്നു.

സ്കാൻഡിയം (Sc) മുതൽ ഒരു പുതിയ ക്രമം പിന്തുടരുന്നു. 3d ഓർബിറ്റലിനു 4p ഓർബിറ്റലിനേക്കാൾ ഊർജം കുറവായതിനാൽ അതാദ്യം നിറയുന്നു. തത്ഫലമായി അടുത്ത പത്ത് മൂലകങ്ങളിൽ, (സ്കാൻഡിയം (Sc), ടൈറ്റാനിയം (Ti), വനേഡിയം (V), ക്രോമിയം (Cr), മാംഗനീസ് (Mn), അയൺ (Fe), കോബാൾട്ട് (Co), നിക്കൽ (Ni), കോപ്പർ (Cu) സിങ്ക് (Zn)) അഞ്ച് 3d ഓർബിറ്റലുകൾ ക്രമമായി നിറയുന്നു. ക്രോമിയത്തിലും കോപ്പറിലും അവയുടെ സ്ഥാനം സൂചിപ്പിക്കുന്നതനുസരിച്ച് 4s ലുള്ള രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകൾക്കുപുറമെ യഥാക്രമം നാലും ഒമ്പതും ഇലക്ട്രോണുകൾ 3d ഓർബിറ്റലുകളിൽ കാണേണ്ടതാണ്. എന്നാൽ അവയിൽ യഥാക്രമം 5-ഉം 10-ഉം ഇലക്ട്രോണുകളാണ് ഉള്ളതെന്നത് നമ്മെ കുഴയ്ക്കുന്നു. ഇതിനുകാരണം, പൂർണമായും നിറഞ്ഞിരിക്കുന്ന ഓർബിറ്റലുകൾക്കും പകുതി നിറഞ്ഞ ഓർബിറ്റലുകൾക്കും അധിക സ്ഥിരത (അതായത് കുറഞ്ഞ ഊർജം) ഉള്ളതാണ്. അങ്ങനെ പകുതി നിറഞ്ഞിരിക്കുന്നതോ, പൂർണമായി നിറഞ്ഞിരിക്കുന്നതോ ആയ p^3, p^6, d^5, d^{10}, f^7, f^{14} തുടങ്ങിയ വിന്യാസങ്ങൾ സ്ഥിരതയാർന്നതാണ്. ക്രോമിയം, കോപ്പർ എന്നിവ d^5, d^{10} വിന്യാസങ്ങൾ സ്വീകരിച്ചിരിക്കുന്നു (ഭാഗം 2.6.7). ഇതിന് അപവാദങ്ങൾ ഉണ്ട്.

3d ഓർബിറ്റലുകൾ പൂരിതമായിക്കഴിയുമ്പോൾ ഗാലിയത്തിൽ (Ga) 4p ഓർബിറ്റലുകൾ നിറയാൻ ആരംഭിച്ച്, ക്രിപ്റ്റോണിൽ (Kr) പൂർത്തിയാകുന്നു. റുബീഡിയം (Rb) മുതൽ സിനോൺ (Xe) വരെയുള്ള അടുത്ത പതിനെട്ടുമൂലകങ്ങളിൽ, 5s, 4d, 5p ഓർബിറ്റലുകൾ നിറയുന്ന രീതി നേരത്തെ വിശദീകരിച്ച 4s, 3d, 4p ഓർബിറ്റൽ പൂരണത്തിനു സമാനമാണ്. ഇനി വരുന്നത് 6s ഓർബിറ്റലിന്റെ ഊഴമാണ്. സീസിയം (Cs), ബേരിയം (Ba) എന്നിവയിൽ, ഈ ഓർബിറ്റലിൽ യഥാക്രമം ഒന്നും, രണ്ടും ഇലക്ട്രോണുകളാണ് ഉള്ളത്. ലാന്തനം (La) മുതൽ മെർക്കുറി(Hg) വരെ ഇലക്ട്രോണുകൾ നിറയുന്നത് 4f, 5d എന്നീ ഓർബിറ്റലുകളിലാണ്. അതിനുശേഷം 6p, 7s, ഓർബിറ്റലുകൾ എന്നിവ നിറയുന്നു. അവസാനം 5f, 6d എന്നിവ നിറയുന്നു. യുറേനിയ (U) ത്തിന് ശേഷമുള്ള എല്ലാ മൂലകങ്ങളും ആയുസ്സ് കുറഞ്ഞവയാണ്. മാത്രമല്ല അവയെല്ലാം കൃത്രിമമായി നിർമ്മിക്കപ്പെട്ടവയുമാണ്. അറിയപ്പെടുന്ന മൂലകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോണിക് വിന്യാസങ്ങൾ (സ്പെക്ട്രോസ്കോപിക് മാർഗ്ഗങ്ങളാൽ നിർണയിക്കപ്പെട്ടത്) പട്ടിക 2.6 ൽ പട്ടികപ്പെടുത്തിയിരിക്കുന്നു.

ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസം അറിഞ്ഞതുകൊണ്ടുള്ള ഉപയോഗം എന്താണ് എന്ന് ചോദിച്ചേക്കാം. രസതന്ത്രത്തിന്റെ ആധുനികസമീപനം, ഏതാണ്ട് പൂർണമായും ഇലക്ട്രോണികവിതരണത്തെ അടിസ്ഥാനമാക്കി രാസസ്വഭാവത്തെ മനസ്സിലാക്കുന്നതിനെയും വിശദീകരിക്കുന്നതിനെയും ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. ഉദാഹരണമായി, രണ്ടോ അതിലധികമോ ആറ്റങ്ങൾ ചേർന്ന് എന്തിനാണ് തന്മാത്രകൾ രൂപീകരിക്കാൻ ശ്രമിക്കുന്നത്? എന്തുകൊണ്ടാണ് ചില മൂലകങ്ങൾ ലോഹങ്ങളായിരിക്കുമ്പോൾ, മറ്റു ചിലത് അലോഹങ്ങളായിരിക്കുന്നത്, എന്തുകൊണ്ടാണ് ഹീലിയം, ആർഗോൺ തുടങ്ങിയ മൂലകങ്ങൾ പ്രതിപ്രവർത്തിക്കാത്തപ്പോൾ ഹാലൊജനുകൾ പോലെയുള്ള മൂലകങ്ങൾ പ്രതിപ്രവർത്തനക്ഷമമായിരിക്കുന്നത്? തുടങ്ങിയ ചോദ്യങ്ങൾക്ക് ഇലക്ട്രോണികവിന്യാസം ഉപയോഗിച്ച് ലളിതമായ വിശദീകരണം കണ്ടെത്താനാകും. ഈ ചോദ്യങ്ങൾക്ക് ഡാൾട്ടന്റെ അറ്റോമികമാതൃകയിൽ ഉത്തരം ഉണ്ടായിരുന്നില്ല. അതുകൊണ്ടുതന്നെ ആറ്റത്തിന്റെ ഇലക്ട്രോണിക ഘടനയെക്കുറിച്ചുള്ള വിശദമായ അറിവ്, ആധുനിക രസതന്ത്രവിജ്ഞാനത്തിന്റെ വിവിധ വശങ്ങളിലേക്ക് ഉൾക്കാഴ്ച നേടാൻ അത്യന്താപേക്ഷിതമാണ്.

2.6.6 പൂർണമായും നിറഞ്ഞതും പകുതി നിറഞ്ഞതുമായ ഉപഷെല്ലുകളുടെ സ്ഥിരത

ഒരു മൂലകത്തിന്റെ ആറ്റത്തിന്റെ നിമ്നോർജാവസ്ഥയിലുള്ള ഇലക്ട്രോണികവിന്യാസം എല്ലായ്പ്പോഴും ഏറ്റവും കുറഞ്ഞ ഇലക്ട്രോണിക ഊർജനിലയുമായി യോജിച്ചിരിക്കുന്നു. മിക്ക ആറ്റങ്ങളുടെയും ഇലക്ട്രോണിക വിന്യാസം സെക്ഷൻ 2.6.5 ൽ നൽകിയിരിക്കുന്ന

അടിസ്ഥാനനിയമങ്ങൾ പാലിക്കുന്നു. എന്നിരുന്നാലും, Cu അല്ലെങ്കിൽ Cr, പോലുള്ള ചില മൂലകങ്ങളിൽ ഉപഷെല്ലുകളായ 4s, 3d എന്നിവയുടെ ഊർജത്തിൽ ചെറിയ വ്യത്യാസം മാത്രമുള്ളതിനാൽ ഒരു ഇലക്ട്രോൺ താഴ്ന്ന ഊർജമുള്ള 4s ഉപഷെല്ലിൽ നിന്ന് ഉയർന്ന ഊർജമുള്ള (3d) ഉപഷെല്ലിലേക്ക് മാറുന്നു. അത്തരമൊരു മാറ്റം ഉയർന്ന ഊർജമുള്ള ഉപഷെല്ലുകളിലെ എല്ലാ ഓർബിറ്റലുകളെയും പൂർണമായി നിറയ്ക്കുകയോ പകുതി നിറയ്ക്കുകയോ ചെയ്യുന്നു. അതുകൊണ്ടുതന്നെ Cu, Cr എന്നിവയുടെ ഇലക്ട്രോണികവിന്യാസങ്ങൾ $3d^4 4s^2$, $3d^9 4s^2$ എന്നിവയ്ക്ക് പകരം $3d^5 4s^1$, $3d^{10} 4s^1$ എന്നിവയായിരിക്കും. ഈ ഇലക്ട്രോണികവിന്യാസങ്ങൾക്ക് അധികസ്ഥിരതയുണ്ട് എന്ന് കണ്ടെത്തിയിട്ടുണ്ട്.

പകുതി നിറഞ്ഞതും, പൂർണമായി നിറഞ്ഞതുമായ ഉപഷെല്ലുകളുടെ സ്ഥിരതയ്ക്കുള്ള കാരണങ്ങൾ

പൂർണമായും നിറഞ്ഞതും പകുതി നിറഞ്ഞതുമായ ഉപഷെല്ലുകൾ താഴെപറയുന്ന കാരണങ്ങളാൽ കൂടുതൽ സ്ഥിരതയുള്ളവയാണ്:

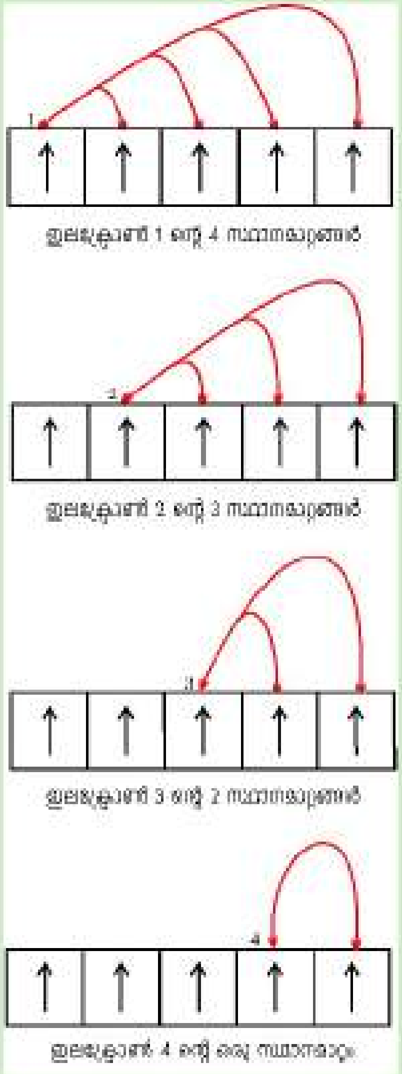
1. ഇലക്ട്രോണുകളുടെ സമമിതിവിതരണം

സമമിതി സുസ്ഥിരതയിലേക്ക് നയിക്കുന്നു എന്നത് അറിയപ്പെടുന്ന കാര്യമാണ് . പൂർണമായും നിറഞ്ഞതുമായിരിക്കുന്നതോ പകുതി നിറഞ്ഞതോ ആയ ഉപഷെല്ലുകളിൽ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ സമമിതിവിതരണമുള്ളതിനാൽ അവ കൂടുതൽ സ്ഥിരതയുള്ളവയാണ്. ഒരേ ഉപഷെല്ലിലുള്ള ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് (ഇവിടെ 3d) ഒരേ ഊർജമാണുള്ളത്, എന്നാൽ വ്യത്യസ്ത ത്രിമിതവിതരണം (spacial distribution). ഉള്ളതിനാൽ, അവയ്ക്ക് പരസ്പരമുള്ള മറയ്ക്കൽ താരതമ്യേന ചെറുതായിരിക്കുകയും അവ കൂടുതൽ ശക്തമായി ന്യൂക്ലിയസിലേക്ക് ആകർഷിക്കപ്പെടുകയും ചെയ്യുന്നു.

2. വിനിമയോർജം (exchange energy)

ഒരേ ചക്രണം ഉള്ള രണ്ടോ അതിലധികമോ ഇലക്ട്രോണുകൾ ഒരു ഉപഷെല്ലിലെ ഡീജനറേറ്റ് ഓർബിറ്റലുകളിൽ ആണെങ്കിൽ സ്ഥിരത ഉണ്ടാകുന്നു. ഈ ഇലക്ട്രോണുകൾ അവയുടെ സ്ഥാനങ്ങൾ കൈമാറ്റം ചെയ്യുന്നു. ഈ സ്ഥാനമാറ്റഫലമായി പുറപ്പെടുവിക്കുന്ന ഊർജത്തിനെ വിനിമയ ഊർജം എന്ന് വിളിക്കുന്നു. പരമാവധി എണ്ണം സ്ഥാനമാറ്റങ്ങൾ സാധ്യമാകുന്നത് ഉപഷെൽ പകുതി നിറഞ്ഞിരിക്കുമ്പോഴോ അല്ലെങ്കിൽ മുഴുവനായും നിറഞ്ഞിരിക്കുമ്പോഴോ ആയിരിക്കും (ചിത്രം 2.18). അതിന്റെ ഫലമായി വിനിമയ ഊർജവും തദനുസൃതമായി സ്ഥിരതയും പരമാവധി വർധിക്കുന്നു.

തുല്യ ഊർജമുള്ള ഓർബിറ്റലുകളിൽ പ്രവേശിക്കുന്ന ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് ആകാവുന്നത്ര സമാന്തരചക്രണങ്ങൾ ഉണ്ടായിരിക്കണമെന്ന ഹുണ്ടിന്റെ നിയമമാണ് വിനിമയ ഊർജത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനമെന്നത് ശ്രദ്ധിക്കുക. മറ്റൊരുതരത്തിൽ പറഞ്ഞാൽ, പകുതി നിറഞ്ഞതും പൂർണമായും നിറഞ്ഞതുമായ ഉപഷെല്ലുകളുടെ അധിക സ്ഥിരതയ്ക്ക് കാരണങ്ങളാണ്: (i) താരതമ്യേന ചെറിയ മറയ്ക്കൽ, (ii) ചെറിയ കൂളോംബിക (coulombic repulsion energy) വികർഷണോർജം (iii) ഉയർന്ന വിനിമയോർജം എന്നിവ. വിനിമയോർജത്തെക്കുറിച്ചുള്ള വിശദാംശങ്ങൾ ഉയർന്ന ക്ലാസ്സുകളിൽ കൈകാര്യം ചെയ്യും.



ചിത്രം2.18 d^5 വിന്യാസത്തിൽ സാധ്യമായ സ്ഥാന മാറ്റങ്ങൾ

പട്ടിക 2.6 മൂലകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോണികവിന്യാസങ്ങൾ

മൂലകം	Z	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	7s
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						

* അസാധാരണ ഇലക്ട്രോണികവിന്യാസങ്ങളുള്ള മൂലകങ്ങൾ

മൂലകം	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	14	2	6	2	2
Db	105	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	3	2
Sg	106	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	4	2
Bh	107	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	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

** 112 ഉം അതിന് മുകളിലുമുള്ള ആറ്റോമികസംഖ്യകളുള്ള മൂലകങ്ങൾ റിപ്പോർട്ട് ചെയ്യപ്പെട്ടിട്ടുണ്ട്.

സംഗ്രഹം

ആറ്റങ്ങൾ മൂലകങ്ങളുടെ അടിസ്ഥാനശിലകളാകുന്നു. അവയാണ് മൂലകത്തിന്റെ രാസപ്രവർത്തനശീലമുള്ള ഏറ്റവും ചെറിയ ഘടകങ്ങൾ. 1808 ൽ ജോൺ ഡാൾട്ടൺ നിർദേശിച്ച ആദ്യത്തെ അറ്റോമികസിദ്ധാന്തം, ആറ്റത്തെ ആത്യന്തികമായി വസ്തുവിന്റെ അവിഭാജ്യ കണമായി കണക്കാക്കിയിരുന്നു. പത്തൊമ്പതാം നൂറ്റാണ്ടിന്റെ അവസാനത്തോടെ, ആറ്റത്തിനെ വിഭജിക്കാനാകുമെന്നും അവയിൽ മൂന്ന് അടിസ്ഥാന കണങ്ങളായ ഇലക്ട്രോണുകൾ, പ്രോട്ടോണുകൾ, ന്യൂട്രോണുകൾ എന്നിവ ഉൾക്കൊള്ളുന്നുവെന്നും പരീക്ഷണങ്ങളിലൂടെ തെളിയിക്കപ്പെട്ടു. ഉപആറ്റോമികകണങ്ങളുടെ കണ്ടുപിടിത്തം ആറ്റത്തിന്റെ ഘടനയെ വിശദീകരിക്കാൻ വിവിധ അറ്റോമികമാതൃകകളുടെ നിർദേശത്തിന് കാരണമായി.

1898 ൽ തോംസൺ മുന്നോട്ടുവച്ച ആശയമനുസരിച്ച് ഏകതാനമായ ഗോളാകൃതിയിലുള്ള ധനവൈദ്യുത ചാർജും അതിൽ അന്തഃസ്ഥാപനം ചെയ്ത ഇലക്ട്രോണുകളുമാണ് ആറ്റത്തിലുള്ളത്. ആറ്റത്തിന്റെ മാസ് ആറ്റത്തിൽ പൊതുവെ വ്യാപിച്ചിരിക്കുന്നു എന്ന് പരിഗണിക്കുന്ന ഈ മാതൃക തെറ്റാണെന്ന് 1909 ൽ റുഥർഫോർഡിന്റെ പ്രസിദ്ധമായ ആൽഫ കണികാപ്രകീർണന പരീക്ഷണം തെളിയിച്ചു. റുഥർഫോർഡിന്റെ നിഗമനം അനുസരിച്ച്, ആറ്റത്തിന്റെ കേന്ദ്രത്തിൽ ഒരു ചെറിയ പോസിറ്റീവ് ചാർജുള്ള ന്യൂക്ലിയസും അതിനു ചുറ്റും വൃത്താകാരമായ പരിക്രമണപഥങ്ങളിൽ കറങ്ങുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളുമുണ്ട്. സൗരയൂഥത്തെപോലെയുള്ള റുഥർഫോർഡ് മാതൃക, തീർച്ചയായും തോംസൺ മാതൃകയെക്കാൾ മെച്ചപ്പെട്ടതായിരുന്നു. പക്ഷേ, ആറ്റത്തിന്റെ സ്ഥിരതയെ വിശദീകരിക്കാൻ ഇതിനു കഴിഞ്ഞില്ല. ഉദാഹരണത്തിന്, എന്തുകൊണ്ടാണ് ഇലക്ട്രോൺ ന്യൂക്ലിയസിൽ വീഴാതിരിക്കുന്നത്? കൂടാതെ, ആറ്റത്തിന്റെ ഇലക്ട്രോണിക് ഘടനയെക്കുറിച്ചും, പ്രത്യേകിച്ച് ന്യൂക്ലിയസിനു ചുറ്റുമുള്ള ഇലക്ട്രോണുകളുടെ വിന്യാസത്തെക്കുറിച്ചും ആപേക്ഷിക ഊർജങ്ങളെക്കുറിച്ചും ഈ മാതൃക പ്രതിപാദിക്കുന്നില്ല. നീൽസ് ബോറാണ് 1913 ൽ അദ്ദേഹത്തിന്റെ ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റം മാതൃകയിലൂടെ റുഥർഫോർഡ് മാതൃകയുടെ അപാകതകൾ പരിഹരിച്ചത്. ഇലക്ട്രോൺ ന്യൂക്ലിയസിനുചുറ്റും വൃത്താകൃതിയിലുള്ള ഓർബിറ്റിൽ സഞ്ചരിക്കുന്നുവെന്നാണ് ബോർ സൂചിപ്പിച്ചത്. ചില ഓർബിറ്റുകൾ മാത്രമേ നിലനിൽക്കുന്നുള്ളൂവെന്നും, ഓരോ ഓർബിറ്റിനും ഒരു പ്രത്യേക ഊർജമുണ്ടായിരിക്കുമെന്നും അദ്ദേഹം പ്രസ്താവിച്ചു. വിവിധ ഓർബിറ്റുകളിൽ ഇലക്ട്രോണിന്റെ ഊർജം ബോർ കണക്കുകൂട്ടുകയും ഓരോ ഓർബിറ്റിലും ഇലക്ട്രോണും ന്യൂക്ലിയസും തമ്മിലുള്ള ദൂരം പ്രവചിക്കുകയും ചെയ്തു. ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിന്റെ സ്പെക്ട്രം തൃപ്തികരമായി വിശദീകരിക്കുന്നതിന് ഈ മാതൃകയ്ക്ക് കഴിഞ്ഞെങ്കിലും ബഹുഇലക്ട്രോൺ ആറ്റത്തിന്റെ സ്പെക്ട്രം വിശദീകരിക്കാൻ കഴിഞ്ഞില്ല. ഇതിന്റെ കാരണം പെട്ടന്നുതന്നെ കണ്ടെത്തപ്പെട്ടു. ബോർ മാതൃകയിൽ ഒരു ന്യൂക്ലിയസിനുചുറ്റും ഒരു നിശ്ചിത വൃത്താകാരമായ ഓർബിറ്റിൽ കറങ്ങുന്ന ചാർജിതകണമായി ഒരു ഇലക്ട്രോൺ കണക്കാക്കപ്പെടുന്നു. ഇലക്ട്രോണിന്റെ തരംഗസ്വഭാവം ബോറിന്റെ സിദ്ധാന്തത്തിൽ അവഗണിക്കുകയാണ്. ഒരു ഓർബിറ്റ് വ്യക്തമായി നിർവചിക്കപ്പെട്ട ഒരു പാതയാണ്, ഒരേ സമയം ഇലക്ട്രോണിന്റെ കൃത്യമായ സ്ഥാനവും കൃത്യമായ പ്രവേഗതയും അറിയാമെങ്കിൽ മാത്രമേ ഈ പാതയെ പൂർണമായും നിർവചിക്കാനാവുകയുള്ളൂ. ഹൈസൻബർഗിന്റെ അനിശ്ചിതത്വസിദ്ധാന്തം അനുസരിച്ച് ഇത് സാധ്യമല്ല. ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിന്റെ ബോർ മാതൃക, അതിനാൽ, ഇലക്ട്രോണിന്റെ ദ്വൈതസ്വഭാവം അവഗണിക്കുക മാത്രമല്ല ചെയ്യുന്നത് അത് **ഹൈസൻബർഗ് അനിശ്ചിതത്വസിദ്ധാന്തത്തിന്** വിരുദ്ധവുമാണ്.

1926 ൽ എർവിൻ ഷ്രോഡിംഗർ, ത്രിമാന ഇലക്ട്രോണികവിതരണം, ആറ്റങ്ങളിലുള്ള അനുവദനീയമായ ഊർജനിലകൾ എന്നിവ വിശദീകരിക്കുന്നതിന് ഷ്രോഡിംഗർ സമവാക്യം ആവിഷ്കരിച്ചു. ഈ സമവാക്യം തരംഗ കണികാ ദ്വൈതസ്വഭാവം എന്ന ഡിബ്രോളിയുടെ സങ്കല്പനം ഉൾക്കൊള്ളുന്നുവെന്ന് മാത്രമല്ല, ഇത് ഹൈസൻബർഗിന്റെ അനിശ്ചിതത്വസിദ്ധാന്തവുമായി പൊരുത്തപ്പെടുകയും ചെയ്യുന്നു. ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിലെ ഇലക്ട്രോണിനു വേണ്ടി ഷ്രോഡിംഗർ സമവാക്യം നിർധാരണം ചെയ്യുമ്പോൾ, ഇലക്ട്രോണിന് സാധ്യമാവുന്ന ഊർജനിലകൾ കിട്ടുന്നു, കൂടാതെ, ഓരോ ഊർജനിലയുമായും ബന്ധപ്പെട്ട ഇലക്ട്രോൺ തരംഗഫലനങ്ങളും (ψ) (ഇത് ഒരു ഗണിത ഫലനമാണ്). മൂന്ന് ക്വാണ്ടംസംഖ്യകൾ (മുഖ്യ ക്വാണ്ടംസംഖ്യ n, അസിമുഥൽ ക്വാണ്ടം സംഖ്യ l, കാന്തിക ക്വാണ്ടംസംഖ്യ m_l) കൊണ്ടു വിശദീകരിക്കപ്പെടുന്ന ക്വാണ്ടീകരിച്ച ഊർജനിലകളും അതുമായി ബന്ധപ്പെട്ട തരംഗഫലനങ്ങളും ഷ്രോഡിംഗർ സമവാക്യം നിർധാരണം ചെയ്യുമ്പോൾ സ്വാഭാവികമായി ഉരുത്തിരിഞ്ഞു വരുന്നതാണ്. ഈ മൂന്ന് ക്വാണ്ടംസംഖ്യകളുടെ മൂല്യങ്ങളിലുള്ള നിയന്ത്രണങ്ങളും ഈ നിർധാ

ണത്തിൽ നിന്ന് സ്വാഭാവികമായി ഉടലെടുക്കുന്നുണ്ട്. ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിന്റെ ക്വാണ്ടംബലതന്ത്രമാതൃക ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റം സ്പെക്ട്രത്തിന്റെ എല്ലാ വസ്തുതകളെയും, ബോർ മാതൃകയ്ക്ക് വിശദീകരിക്കാൻ കഴിയാത്ത ചില പ്രതിഭാസങ്ങളെയും ഉൾപ്പെടെ വിജയകരമായി പ്രവചിക്കുന്നുണ്ട്.

ആറ്റത്തിന്റെ ക്വാണ്ടംബലതന്ത്രമാതൃക അനുസരിച്ച് അനേകം ഇലക്ട്രോണുകൾ അടങ്ങിയിരിക്കുന്ന ആറ്റത്തിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ വിതരണം ഷെല്ലുകളിലായി തിരിച്ചിരിക്കുന്നു, ഷെല്ലുകളിൽ ഒന്നോ അതിലധികമോ ഉപഷെല്ലുകൾ ഉണ്ടായിരിക്കുമെന്നും ഉപഷെല്ലുകളിൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉൾക്കൊള്ളുന്ന ഒന്നോ അതിലധികമോ ഓർബിറ്റലുകളുണ്ട് എന്നും അനുമാനിക്കപ്പെടുന്നു. ഹൈഡ്രജനിലും ഹൈഡ്രജനെപ്പോലെയുള്ള വ്യൂഹങ്ങളിലും (He^+, Li^{2+} തുടങ്ങിയവ) ഒരു ഷെല്ലിൽ ഉള്ള എല്ലാ ഓർബിറ്റലുകൾക്കും ഒരേ ഊർജം ഉള്ളപ്പോൾ, ഒരു ബഹു ഇലക്ട്രോണാറ്റത്തിലെ ഓർബിറ്റലുകളുടെ ഊർജം n, *l* എന്നിവയുടെ മൂല്യങ്ങളെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. ഒരു ഓർബിറ്റലിന് കുറഞ്ഞ (n + *l*) മൂല്യം, ആണെങ്കിൽ അതിന്റെ ഊർജവും കുറവായിരിക്കും. രണ്ട് ഓർബിറ്റലുകൾ ഒരേ (n + l) മൂല്യമുള്ളവയാണെങ്കിൽ, കുറഞ്ഞ 'n' മൂല്യമുള്ള ഓർബിറ്റലിനു താഴ്ന്ന ഊർജമാണ്. ഒരു ആറ്റത്തിൽ ഇത്തരം ധാരാളം ഓർബിറ്റലുകൾ സാധ്യമാണ്. അവയിൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ നിറയുന്നത്, പൗളിയുടെ അപവർജന തത്വം (ഒരു ആറ്റത്തിലെ രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് നാല് ക്വാണ്ടംസംഖ്യകളുടെയും ഗണം ഒരുപോലെയായിരിക്കില്ല), ഹുണ്ടിന്റെ അധികതമബഹുലതാനിയമം (ഒരേ ഉപഷെല്ലിലെ ഓർബിറ്റലുകളിൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ ജോടിയാകുന്നത് ആ ഉപഷെല്ലിലെ എല്ലാ ഓർബിറ്റലുകളിലും ഓരോ ഇലക്ട്രോൺ വീതം നിറഞ്ഞതിനു ശേഷമായിരിക്കും) ഊർജം കൂടുന്ന ക്രമം എന്നിവയുടെ അടിസ്ഥാനത്തിലാണ്. ഇതാണ് ആറ്റങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോണിക് ഘടനയുടെ അടിത്തറ പാകുന്നത്.

പരിശീലനചോദ്യങ്ങൾ

2.1 (i) ഒരു ഗ്രാം ഭാരമുണ്ടാകാനാവശ്യമുള്ള ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം കണ്ടുപിടിക്കുക.

(ii) ഒരു മോൾ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ മാസ്സും ചാർജും കണക്കാക്കുക.

2.2 (i) മീഥെയ്‌ന്റെ ഒരു മോളിലെ ആകെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം കണക്കാക്കുക.

(ii) C-14ന്റെ 7 മില്ലിഗ്രാമിലെ ന്യൂട്രോണുകളുടെ (a) എണ്ണവും (b) ആകെ മാസും (ഒരു ന്യൂട്രോണിന്റെ മാസ് = 1.675×10^{-27} kg) കണ്ടെത്തുക.

(ii) STP യിലുള്ള 34 മില്ലിഗ്രാം NH_3 യിലെ പ്രോട്ടോണുകളുടെ (a) മൊത്തം എണ്ണം (b) ആകെ മാസ് എന്നിവ കണ്ടെത്തുക. താപനിലയും മർദവും മാറുകയാണെങ്കിൽ ഉത്തരത്തിൽ മാറ്റമുണ്ടാകുമോ?

2.3 താഴെപ്പറയുന്ന ന്യൂക്ലിയസുകളിൽ എത്ര ന്യൂട്രോണുകളും പ്രോട്ടോണുകളും ഉണ്ട്?

$^{13}_{6}C$, $^{16}_{8}O$, $^{24}_{12}Mg$, $^{56}_{26}Fe$, $^{88}_{38}Sr$

2.4 തന്നിട്ടുള്ള അറ്റോമികസംഖ്യ (Z), അറ്റോമികമാസ് (A) എന്നിവ ഉപയോഗിച്ച് ആറ്റത്തിന്റെ പൂർണചിഹ്നം എഴുതുക.

(i) Z = 17 , A = 35.
(ii) Z = 92 , A = 233.
(iii) Z = 4 , A = 9

2.5 സോഡിയം വിളക്കിൽ നിന്ന് പുറപ്പെടുന്ന മഞ്ഞ വെളിച്ചത്തിന് 580 nm തരംഗദൈർഘ്യം (λ) ഉണ്ട്. മഞ്ഞ വെളിച്ചത്തിന്റെ ആവൃത്തി (ν), തരംഗസംഖ്യ ($\bar{\nu}$) എന്നിവ കണക്കാക്കുക.

2.6 3×10^{15} ഹെർട്സ് ആവൃത്തിയുള്ള പ്രകാശത്തിലെയും, തരംഗദൈർഘ്യം 0.50 ഉള്ള പ്രകാശത്തിലെയും ഓരോ ഫോട്ടോണുകളുടെ ഊർജം കണ്ടുപിടിക്കുക?

2.7 2.0×10^{-10} സെക്കന്റ് പരിവൃത്തി (period) യുള്ള ഒരു പ്രകാശതരംഗത്തിന്റെ തരംഗദൈർഘ്യം, ആവൃത്തി, തരംഗസംഖ്യ എന്നിവ കണക്കാക്കുക.

2.8 1J ഊർജം നൽകുന്ന 4000 pm തരംഗദൈർഘ്യമുള്ള പ്രകാശത്തിലെ ഫോട്ടോണുകളുടെ എണ്ണം എത്രയാണ്?

2.9 പ്രവൃത്തിഫലനം (work function) 2.13 eV യുള്ള ഒരു ലോഹത്തിന്റെ ഉപരിതലത്തിൽ 4×10^{-7} മീറ്റർ തരംഗദൈർഘ്യമുള്ള ഒരു ഫോട്ടോൺ വന്ന് പതിക്കുന്നു. (i) ഫോട്ടോണിന്റെ ഊർജം (eV), (ii) ഉത്സർജിക്കുന്ന ഇലക്ട്രോണിന്റെ ഗതികോർജം, (iii) ഫോട്ടോഇലക്ട്രോണിന്റെ പ്രവേഗം ($1\ eV = 1.6020 \times 10^{-19}$ J) എന്നിവ കണക്കുകൂട്ടുക.

2.10 സോഡിയം ആറ്റത്തിനെ അയോണീകരിക്കാൻ 242 nm മാത്രം തരംഗദൈർഘ്യമുള്ള വൈദ്യുതകാന്തിക വികിരണം മതിയാകും. സോഡിയത്തിന്റെ അയണീകരണ ഊർജം $kJ\ mol^{-1}$ ൽ കണക്കുകൂട്ടുക.

2.11 ഒരു 25 വാട്ട്ബൾബ് 0.57 μm തരംഗദൈർഘ്യമുള്ള മഞ്ഞ പ്രകാശം പുറപ്പെടുവിക്കുന്നു. ഒരു സെക്കന്റിൽ ഉത്സർജിക്കുന്ന ക്വാണ്ടത്തിന്റെ നിരക്ക് കണക്കുകൂട്ടുക.

2.12 6800 Å തരംഗദൈർഘ്യമുള്ള വികിരണം പതിക്കുമ്പോൾ ഒരു ലോഹ ഉപരിതലത്തിൽ നിന്ന് പ്രവേഗം പൂജ്യമായ ഇലക്ട്രോണുകൾ പുറത്തുവരുന്നു. ലോഹത്തിന്റെ ത്രെഷോൾഡ് ആവൃത്തി (ν_0), പ്രവൃത്തി ഫലനം (W_0) എന്നിവ കണക്കാക്കുക.

2.13 ഒരു ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിലെ ഇലക്ട്രോൺ $n = 4$ എന്ന ഊർജനിലയിൽ നിന്ന് $n = 2$ എന്ന ഊർജ നിലയിലേക്ക് സംക്രമണം ചെയ്യുമ്പോൾ ഉത്സർജിക്കുന്ന പ്രകാശത്തിന്റെ തരംഗദൈർഘ്യമെന്താണ്?

2.14 ഒരു H- ആറ്റത്തിലെ $n = 5$ എന്ന ഓർബിറ്റിലുള്ള ഇലക്ട്രോണിനെ അയോണീകരിക്കാൻ എത്രത്തോളം ഊർജം ആവശ്യമാണ്? നിങ്ങളുടെ ഉത്തരം H- ആറ്റത്തിന്റെ അയോണീകരണഎൻഥാൽപിയുമായി ($n = 1$ എന്ന ഓർബിറ്റിൽ നിന്ന് ഇലക്ട്രോൺ നീക്കം ചെയ്യാൻ ആവശ്യമായ ഊർജം) താരതമ്യം ചെയ്യുക.

2.15 ഒരു H- ആറ്റത്തിലെ $n = 6$ എന്ന ഊർജനിലയിലേക്ക് ഉത്തേജിക്കപ്പെട്ട ഇലക്ട്രോൺ നിമ്നോർജാവസ്ഥയിലേക്ക് പതിക്കുമ്പോൾ ഉത്സർജിക്കുന്ന രേഖകളുടെ പരമാവധി എണ്ണം എത്രയാണ്?

2.16 (i) ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിലെ ആദ്യത്തെ ഓർബിറ്റുമായി ബന്ധപ്പെട്ട ഊർജം $-2.18 \times 10^{-18}\ J\ atom^{-1}$ ആണ്. അഞ്ചാമത്തെ ഓർബിറ്റുമായി ബന്ധപ്പെട്ട ഊർജമെന്ത്? (ii) ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിലെ അഞ്ചാം ബോർ ഓർബിറ്റിന്റെ ആരം കണക്കുകൂട്ടുക.

2.17 അറ്റോമികഹൈഡ്രജന്റെ ബാമർ ശ്രേണിയിലെ ഏറ്റവും ദൈർഘ്യമേറിയ തരംഗദൈർഘ്യസംക്രമണത്തിന്റെ തരംഗസംഖ്യ കണക്കുകൂട്ടുക.

2.18 ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിന്റെ ആദ്യത്തെ ബോർ ഓർബിറ്റിൽ നിന്ന് ഇലക്ട്രോണിനെ അഞ്ചാമത്തെ ബോർ ഓർബിറ്റിലേക്ക് മാറ്റാൻ ആവശ്യമുള്ള ഊർജം ജൂളിൽ എത്രയാണ്? ഇലക്ട്രോൺ തിരിച്ച് നിമ്നോർജാവസ്ഥയിലേക്ക് എത്തുമ്പോൾ ഉത്സർജിക്കുന്ന പ്രകാശത്തിന്റെ തരംഗദൈർഘ്യം എത്രയാണ്? നിമ്നോർജാവസ്ഥയിലുള്ള ഇലക്ട്രോൺ ഊർജം -2.18×10^{-11} erg ആണ്.

2.19 ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിലെ ഇലക്ട്രോൺ ഊർജം $E_n = (-2.18 \times 10^{-18})/n^2$ J ആണ്. $n = 2$ എന്ന ഓർബിറ്റിൽ നിന്നു ഇലക്ട്രോൺ പൂർണമായും നീക്കം ചെയ്യാനാവശ്യമായ ഊർജം കണക്കുകൂട്ടുക. ഈ സംക്രമണം നടപ്പാക്കാനാവശ്യമായ ഏറ്റവും ദൈർഘ്യമേറിയ പ്രകാശത്തിന്റെ തരംഗദൈർഘ്യം സെന്റീമീറ്ററിൽ കണക്കാക്കുക.

2.20 $2.05 \times 10^7\ m\ s^{-1}$ പ്രവേഗമുള്ള ഒരു ഇലക്ട്രോണിന്റെ തരംഗദൈർഘ്യം കണക്കാക്കുക.

2.21 ഒരു ഇലക്ട്രോണിന്റെ മാസ്സ് 9.1×10^{-31} kg ആണ്. അതിന്റെ K.E. 3.0×10^{-25} J ആണെങ്കിൽ, തരംഗദൈർഘ്യം കണക്കുകൂട്ടുക.

2.22 താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്നവയിൽ സമഇലക്ട്രോണിക സ്പീഷീസ്, അതായത് ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം തുല്യമായവ ഏതൊക്കെയാണ്?

Na^{+}, K^{+}, Mg^{2+}, Ca^{2+}, S^{2-}, Ar.

2.23 (i) താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന അയോണുകളുടെ ഇലക്ട്രോണിക വിന്യാസങ്ങൾ എഴുതുക.

(a) H^{-} (b) Na^{+} (c) O^{2-} (d) F^{-}

(ii) മൂലകങ്ങളുടെ ബാഹ്യതമഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. അവയുടെ അറ്റോമിക സംഖ്യകൾ ഏതൊക്കെയാണ് (a) $3s^1$ (b) $2p^3$ (c) $3p^5$

(iii) ഇനിപ്പറയുന്ന വിന്യാസങ്ങൾ ഏതൊക്കെ ആറ്റങ്ങളെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു?

(a) [He] $2s^1$ (b) [Ne] $3s^2 3p^3$ (c) [Ar] $4s^2 3d^1$.

2.24 g-ഓർബിറ്റലുകൾ സാധ്യമായ 'n'-ന്റെ ഏറ്റവും കുറഞ്ഞ മൂല്യം എന്താണ്?

2.25 3d- ഓർബിറ്റലിൽ ഉള്ള ഒരു ഇലക്ട്രോണിന് സാധ്യമായ n, l, m_l എന്നിവയുടെ മൂല്യങ്ങൾ നൽകുക.

2.26 ഒരു മൂലകത്തിന്റെ ആറ്റത്തിൽ 29 ഇലക്ട്രോണുകളും 35 ന്യൂട്രോണുകളും അടങ്ങുന്നു. (i) പ്രോട്ടോണുകളുടെ എണ്ണം, (ii) മൂലകത്തിന്റെ ഇലക്ട്രോണിക വിന്യാസം എന്നിവ എഴുതുക.

2.27 H_2^+, H_2, O_2^+ എന്നിവയിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം നൽകുക.

2.28 (i) n = 3 ആയ അറ്റോമികഓർബിറ്റലിനു സാധ്യമായ l, m_l മൂല്യങ്ങൾ എന്തൊക്കെയാണ്? (ii) 3d ഓർബിറ്റലിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ക്വാണ്ടംസംഖ്യകൾ (m_l, l) എഴുതുക. (iii) 1p, 2s, 2p 3f എന്നീ ഓർബിറ്റലുകളിൽ സാധ്യമായത് ഏവ?

2.29 s, p, d എന്നീ ചിഹ്നങ്ങളുപയോഗിച്ച്, ഇനിപ്പറയുന്ന ക്വാണ്ടംസംഖ്യകളുള്ള ഓർബിറ്റലുകളെ വിവരിക്കുക.

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

2.30 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന ക്വാണ്ടം സംഖ്യകളിൽ ഏതൊക്കെ ഗണങ്ങൾ സാധ്യമല്ല എന്നത് കാരണങ്ങൾ നൽകി വിവരിക്കുക.

(a) $n=0$, $l=0$, $m_l=0$, $m_s=+½$
(b) $n=1$, $l=0$, $m_l=0$, $m_s=-½$
(c) $n=1$, $l=1$, $m_l=0$, $m_s=+½$
(d) $n=2$, $l=1$, $m_l=0$, $m_s=-½$
(e) $n=3$, $l=3$, $m_l=-3$, $m_s=+½$
(f) $n=3$, $l=1$, $m_l=0$, $m_s=+½$

2.31 ഒരു ആറ്റത്തിലെ എത്ര ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് താഴെപ്പറയുന്ന ക്വാണ്ടംസംഖ്യകൾ ഉണ്ടാവാം?

(a) $n=4$, $m_s=-½$ (b) $n=3$, $l=0$

2.32 ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിലെ ബോർ ഓർബിറ്റിന്റെ ചുറ്റളവ്, ഓർബിറ്റിൽ ചുറ്റുന്ന ഇലക്ട്രോണുമായി ബന്ധപ്പെട്ട ഡ ബ്രോളി തരംഗദൈർഘ്യത്തിന്റെ പൂർണസംഖ്യകളുടെ ഗുണിതമാണെന്നു തെളിയിക്കുക.

2.33 ഹൈഡ്രജന്റെ സ്പെക്ട്രത്തിലെ ഏതു സംക്രമണത്തിനാണ് He^{+} സ്പെക്ട്രത്തിലെ $n = 4$ ൽ നിന്ന് $n = 2$ ലേക്കുള്ള ബാമർസംക്രമണത്തിനു തുല്യമായ തരംഗദൈർഘ്യമുണ്ടായിരിക്കുന്നത്?

2.34 $He^{+}(g) \rightarrow He^{2+}(g) + e$ എന്ന പ്രക്രിയയ്ക്ക് ആവശ്യമായ ഊർജം കണക്കാക്കുക. നിമ്നോർജാവസ്ഥയിലെ H ആറ്റത്തിന്റെ അയോണീകരണ ഊർജം 2.18×10^{-18} J $atom^{-1}$ ആണ്.

2.35 ഒരു കാർബൺ ആറ്റത്തിന്റെ വ്യാസം 0.15 nm ആണെങ്കിൽ, 20 സെന്റിമീറ്റർ നീളമുള്ള നേർരേഖയിൽ അടുത്തടുത്ത് വയ്ക്കാൻ കഴിയുന്ന കാർബൺ ആറ്റങ്ങളുടെ എണ്ണം കണ്ടുപിടിക്കുക.

2.36 2×10^{8} കാർബൺ ആറ്റങ്ങൾ വശങ്ങളിലായി ക്രമീകരിക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. ഈ ക്രമീകരണത്തിന്റെ ദൈർഘ്യം 2.4cm ആണെങ്കിൽ കാർബൺ ആറ്റത്തിന്റെ ആരം കണക്കുകൂട്ടുക.

2.37 സിങ്ക് ആറ്റത്തിന്റെ വ്യാസം 2.6Å ആണ്. (a) സിങ്ക് ആറ്റത്തിന്റെ ആരം pm-ലും (b) 1.6 സെന്റിമീറ്റർ നീളത്തിൽ സിങ്ക് ആറ്റങ്ങൾ വശങ്ങളിലായി ക്രമീകരിക്കാനാവശ്യമായ ആറ്റങ്ങളുടെ എണ്ണവും കണ്ടുപിടിക്കുക

2.38 ഒരു നിശ്ചിതകണത്തിലുള്ള സ്ഥിതവൈദ്യുതചാർജ് 2.5×10^{-16}C ആണ്. ഇതിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം കണക്കാക്കുക.

2.39 മില്ലിക്കൻ പരീക്ഷണത്തിൽ, എണ്ണത്തുള്ളികളിലെ സ്ഥിതവൈദ്യുതചാർജ് x-കിരണങ്ങൾ ഉപയോഗിച്ച് ലഭിക്കുന്നു. എണ്ണത്തുള്ളിയിലെ സ്ഥിതവൈദ്യുതചാർജ് -1.282×10^{-18}C ആണെങ്കിൽ, അതിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം കണ്ടുപിടിക്കുക.

2.40 റൂഥർഫോർഡിന്റെ പരീക്ഷണത്തിൽ സാധാരണയായി ഗോൾഡ്, പ്ലാറ്റിനം മുതലായ ഘന ആറ്റങ്ങളുടെ നേർത്ത തകിടുകളാണ് α കണങ്ങൾ കൂട്ടിമുട്ടിക്കുന്നതിനായി ഉപയോഗിച്ചുവരുന്നത്. അലുമിനിയം തുടങ്ങിയ ലഘു ആറ്റങ്ങളുടെ നേർത്ത തകിടുകളാണ് ഉപയോഗിക്കുന്നതെങ്കിൽ, മുകളിൽ പറഞ്ഞ ഫലങ്ങളിൽ നിന്ന് എന്തു വ്യത്യാസം കാണാൻ കഴിയും?

2.41 $^{79}_{35}Br$, ^{79}Br എന്നീ പ്രതീകങ്ങൾ എഴുതാം. $^{35}_{79}Br$ എന്നാൽ ^{35}Br എന്നീ പ്രതീകങ്ങൾ സ്വീകാര്യമല്ല. എന്തുകൊണ്ടാണെന്ന് ചുരുക്കത്തിൽ ഉത്തരം നൽകുക.

2.42 മാസ് സംഖ്യ 81 ആയ ഒരു മൂലകത്തിൽ പ്രോട്ടോണുകളെ അപേക്ഷിച്ച് 31.7% കൂടുതൽ ന്യൂട്രോണുകൾ ഉണ്ട്. ആറ്റത്തിന്റെ പ്രതീകം എഴുതുക.

2.43 മാസ് നമ്പർ 37 ആയ ഒരു അയോണിന് ഒരു യൂണിറ്റ് നെഗറ്റീവ് ചാർജ് ഉണ്ട്. ഇലക്ട്രോണുകളെക്കാൾ 11.1% കൂടുതൽ ന്യൂട്രോണുകൾ അയോണിൽ ഉണ്ടെങ്കിൽ, അയോണിന്റെ ചിഹ്നം കണ്ടെത്തുക.

2.44 മാസ്സ് നമ്പർ 56 ആയ അയോണിന് 3 യൂണിറ്റ് പോസിറ്റീവ് ചാർജും ഇലക്ട്രോണുകളെക്കാൾ 30.4% കൂടുതൽ ന്യൂട്രോണുകളുമാണ് ഉള്ളത്. ഈ അയോണിന്റെ പ്രതീകം കണ്ടെത്തുക.

2.45 ആവൃത്തിയുടെ ആരോഹണ ക്രമം അനുസരിച്ച് താഴെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന തരം വികിരണങ്ങളെ ക്രമീകരിക്കുക (a) മൈക്രോവേവ് അവൻവികിരണം (b) ട്രാഫിക് സിഗ്നലിൽ നിന്നുമുള്ള ആംബർ വെളിച്ചം (c) എഫ്.എം. റേഡിയോ വികിരണം (d) ബഹിരാകാശത്ത് നിന്ന് വരുന്ന കോസ്മിക് കിരണങ്ങൾ (e) എക്സ് കിരണങ്ങൾ.

2.46 നൈട്രജൻലേസർ വികിരണത്തിന്റെ തരംഗദൈർഘ്യം 337.1nm ആണ്. ഇവിടെ ഉത്സർജിക്കുന്ന ഫോട്ടോണുകളുടെ എണ്ണം 5.6×10^{24} ആണെങ്കിൽ, ഈ ലേസറിന്റെ പവർ കണക്കുകൂട്ടുക.

2.47 നിയോൺഗ്യാസ് സാധാരണയായി ചിഹ്നബോർഡുകളിൽ ഉപയോഗിക്കുന്നുണ്ട്. ഇത് 616 nm-ൽ ശക്തമായി വികിരണം ഉത്സർജിക്കുകയാണെങ്കിൽ (a) ഉത്സർജനആവൃത്തി, (b) 30 സെക്കന്റിൽ ഈ വികിരണം സഞ്ചരിക്കുന്ന ദൂരം (c) ക്വാണ്ടത്തിന്റെ ഊർജം (d) 2J ഊർജം ഉത്പാദിപ്പിക്കുകയാണെങ്കിൽ അതിലെ ക്വാണ്ടങ്ങളുടെ എണ്ണം എന്നിവ കണ്ടുപിടിക്കുക.

2.48 ജ്യോതിശ്ശാസ്ത്രനിരീക്ഷണങ്ങളിൽ, വിദൂരനക്ഷത്രങ്ങളിൽ നിന്ന് കിട്ടുന്ന സിഗ്നലുകൾ പൊതുവെ ദുർബലമാണ്. ഫോട്ടോൺ ഡിറ്റക്ടറിൽ 600 nm വികിരണത്തിൽ നിന്ന് ആകെ 3.15×10^{-18} J ലഭിക്കുകയാണെങ്കിൽ, ഡിറ്റക്ടറിൽ ലഭിച്ച ഫോട്ടോണുകളുടെ എണ്ണം കണക്കുകൂട്ടുക.

2.49 ഉത്തേജിതതന്മാത്രകളുടെ ആയുസ് മിക്കപ്പോഴും അളക്കുന്നത് നാനോസെക്കന്റ് പരിധിയിൽ തുടിക്കുന്ന (pulsed) വികിരണസ്രോതസ് ഉപയോഗിച്ചാണ്. വികിരണ സ്രോതസിനു 2 ns കാലയളവും പൾസ് സ്രോതസിൽ ഉൽപാദിപ്പിക്കപ്പെടുന്ന ഫോട്ടോണുകളുടെ എണ്ണം 2.5×10^{15} ആണെങ്കിൽ, സ്രോതസിന്റെ ഊർജം കണക്കുകൂട്ടുക.

2.50 സോഡിയം ആറ്റത്തിലെ ഏറ്റവും കൂടിയ തരംഗദൈർഘ്യമുള്ള ഡബ്ലറ്റ് ആഗിരണസംക്രമണം 589 , 589.6nm എന്നിവയിലാണ് കാണപ്പെടുന്നത്. ഓരോ സംക്രമണത്തിന്റെയും ആവൃത്തിയും രണ്ട് ഉത്തേജിതനിലകൾക്കും ഇടയിലുള്ള ഊർജത്തിന്റെ വ്യത്യാസവും കണക്കാക്കുക.

2.51 സീസിയം ആറ്റത്തിന്റെ വർക്ക്ഫങ്ഷൻ 1.9 eV ആണ്. വികിരണത്തിന്റെ ത്രെഷോൾഡ് തരംഗദൈർഘ്യവും ത്രെഷോൾഡ് ആവൃത്തിയും കണക്കുകൂട്ടുക. 500 nm തരംഗദൈർഘ്യമുള്ള വികിരണമാണ് സീസിയംമൂലകത്തിൽ പ്രയോഗിച്ചതെങ്കിൽ ഉത്സർജിക്കപ്പെട്ട ഫോട്ടോഇലക്ട്രോണിന്റെ ഗതികോർജം, പ്രവേഗം എന്നിവ കണക്കുകൂട്ടുക.

2.52 വ്യത്യസ്ത തരംഗദൈർഘ്യങ്ങളുള്ള വികിരണങ്ങൾ സോഡിയം ലോഹത്തിൽ പ്രയോഗിക്കുമ്പോൾ താഴെപ്പറയുന്ന ഫലങ്ങൾ നിരീക്ഷിക്കപ്പെടുന്നു. (a) ത്രെഷോൾഡ് തരംഗദൈർഘ്യം, (b) പ്ലാങ്ക് സ്ഥിരാങ്കം എന്നിവ കണക്കാക്കുക.

λ (nm)	500	450	400
$v \times 10^{-5}$ (cm s^{-1})	2.55	4.35	5.35

2.53 സിൽവർലോഹത്തിലെ ഒരു ഫോട്ടോഇലക്ട്രിക് പ്രഭാവപരീക്ഷണത്തിൽ 256.7nm വികിരണം ഉപയോഗിച്ച് ഫോട്ടോ ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉത്സർജിക്കുന്നു. ഇതിൽ, 0.35V വൈദ്യുതി പ്രയോഗിച്ചപ്പോൾ ഫോട്ടോഇലക്ട്രോണുകളുടെ ഉൽപാദനം നിലയ്ക്കുന്നു. സിൽവർ ലോഹത്തിന്റെ വർക്ക് ഫങ്ഷൻ കണക്കാക്കുക.

2.54 150 pm തരംഗദൈർഘ്യമുള്ള ഫോട്ടോൺ ഒരു ആറ്റത്തിൽ പതിക്കുമ്പോൾ അതിന്റെ ആന്തരഷെല്ലിൽ നിന്ന് 1.5×10^{7} m s^{-1} പ്രവേഗമുള്ള ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉത്സർജിക്കുന്നു. അതിനെ ന്യൂക്ലിയസുമായി ബന്ധിപ്പിച്ചിട്ടുള്ള ഊർജം കണക്കാക്കുക.

2.55 പാഷെൻശ്രേണിയിൽ ഇലക്ട്രോൺസംക്രമണം 'n' എന്ന ഓർബിറ്റിൽ നിന്നു തുടങ്ങി n = 3 എന്ന ഓർബിറ്റിൽ അവസാനിക്കുന്നു. ഇതുമായി ബന്ധപ്പെട്ട ഊർജവ്യത്യാസത്തെ, $v = 3.29 \times 10^{15}$ (Hz) $[1/3^2 - 1/n^2]$ എന്നു കാണിക്കാം. ഈ സംക്രമണത്തിന്റെ ഉൽസർജനം 1285 nm ൽ ആണ് കാണുന്നതെങ്കിൽ, 'n' ന്റെ മൂല്യം കണക്കാക്കുക. ഈ സ്പെക്ട്രം ഏതു മേഖലയിലാണെന്നു കണ്ടെത്തുക?

2.56 H ആറ്റത്തിൽ 1.3225 nm ആരമുള്ള ഓർബിറ്റിൽ നിന്ന് ആരംഭിച്ച് 211.6 pm ആരമുള്ള ഓർബിറ്റിൽ അവസാനിക്കുന്ന സംക്രമണം മൂലം ഉണ്ടാകുന്ന ഉത്സർജനത്തിന്റെ തരംഗദൈർഘ്യം കണക്കാക്കുക. സംക്രമണം ഉൾപ്പെടുന്ന ശ്രേണിയുടെയും സ്പെക്ട്രത്തിന്റെ മേഖലയുടെയും പേര് നൽകുക.

2.57 ഡിബ്രോളി നിർദേശിച്ച, വസ്തുക്കളുടെ ദ്വൈതസ്വഭാവം ഇലക്ട്രോൺ മൈക്രോസ്കോപ്പ് കണ്ടെത്തുന്നതിലേക്ക് നയിച്ചു. ജൈവതന്മാത്രകളുടെയും മറ്റു വസ്തുക്കളുടെയും വളരെയധികം വലുതാക്കിയ ചിത്രങ്ങൾ കാണാൻ ഇത് ഉപയോഗിച്ചു. ഈ മൈക്രോസ്കോപ്പിലെ ഇലക്ട്രോണിന്റെ പ്രവേഗം 1.6×10^{6} m s^{-1} ആണെങ്കിൽ ഈ ഇലക്ട്രോണുമായി ബന്ധപ്പെട്ട ഡിബ്രോളി തരംഗദൈർഘ്യം കണക്കുകൂട്ടുക.

2.58 ഇലക്ട്രോൺ വിഭംഗനത്തിനു സമാനമായി, ന്യൂട്രോൺ വിഭംഗനമൈക്രോസ്കോപ്പും തന്മാത്രകളുടെ ഘടന നിർണയിക്കുന്നതിന് ഉപയോഗിക്കുന്നു. ഇവിടെ ഉപയോഗിക്കുന്ന തരംഗദൈർഘ്യം 800 pm ആണെങ്കിൽ ന്യൂട്രോണിന്റെ പ്രവേഗം കണക്കുകൂട്ടുക.

2.59 ബോറിന്റെ ആദ്യത്തെ ഓർബിറ്റിലെ ഇലക്ട്രോണിന്റെ പ്രവേഗം 2.19×10^{6} m s^{-1} ആണെങ്കിൽ, അതുമായി ബന്ധപ്പെട്ട ദ ബ്രോളി തരംഗദൈർഘ്യം കണക്കുകൂട്ടുക.

2.60 1000 V പൊട്ടെൻഷ്യൽ വ്യത്യാസത്തിൽ സഞ്ചരിക്കുന്ന പ്രോട്ടോണിന്റെ പ്രവേഗം 4.37×10^{5} m s^{-1} ആണ്. ഈ പ്രവേഗത്തിൽ നീങ്ങുന്ന, 0.1 കിലോഗ്രാം പിണ്ഡമുള്ള ഹോക്കിപന്തിന്റെ തരംഗദൈർഘ്യം കണക്കാക്കുക.

2.61 ഇലക്ട്രോണിന്റെ സ്ഥാനം ± 0.002 nm കൃത്യതയിൽ കണക്കാക്കിയാൽ, ഇലക്ട്രോണിന്റെ ആക്കത്തിലെ അനിശ്ചിതത്വം കണക്കാക്കുക.

2.62 ആറ് ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ക്വാണ്ടം സംഖ്യകൾ താഴെകൊടുത്തിരിക്കുന്നു. ഊർജം വർധിക്കുന്നതിനനുസരിച്ച് അവയെ ക്രമീകരിക്കുക. ഇവയിൽ ഒരേ ഊർജമുള്ള ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉണ്ടെങ്കിൽ അവ കണ്ടെത്തുക.

1. $n = 4, l = 2, m_l = -2, m_s = -1/2$
2. $n = 3, l = 2, m_l = 1, m_s = +1/2$
3. $n = 4, l = 1, m_l = 0, m_s = +1/2$
4. $n = 3, l = 2, m_l = -2, m_s = -1/2$
5. $n = 3, l = 1, m_l = -1, m_s = +1/2$
6. $n = 4, l = 1, m_l = 0, m_s = +1/2$

2.63 ബ്രോമിൻ ആറ്റത്തിൽ 35 ഇലക്ട്രോണുകളാണുള്ളത്. ഇതിൽ 2*p* ഓർബിറ്റലിൽ 6 ഇലക്ട്രോണുകളും, 3*p* ഓർബിറ്റലിൽ 6 ഇലക്ട്രോണുകളും 4*p* ഓർബിറ്റലിൽ 5 ഇലക്ട്രോണുകളും അടങ്ങിയിരിക്കുന്നു. ഈ ഇലക്ട്രോണുകളിൽ ഏതിനാണ് ഏറ്റവും താഴ്ന്ന സഫലന്യൂക്ലിയർചാർജ് അനുഭവപ്പെടുന്നത്?

2.64 താഴെകൊടുത്തിരിക്കുന്ന ജോടികളിൽ ഏറ്റവും കൂടിയ സഫലന്യൂക്ലിയർ ചാർജ് അനുഭവപ്പെടുന്നത് ഏതിനാണ്? (i) 2*s*, 3*s* (ii) 4*d*, 4*f*, (iii) 3*d*, 3*p*.

2.65 Al, Si എന്നിവയിലെ ജോടിയില്ലാത്ത ഇലക്ട്രോണുകൾ 3*p* ഓർബിറ്റലിൽ ആണുള്ളത്. ഏത് ഇലക്ട്രോണിനാണ് ന്യൂക്ലിയസിൽ നിന്ന് കൂടുതൽ സഫലന്യൂക്ലിയർ ചാർജ് അനുഭവപ്പെടുന്നത്?

2.66 താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്നവയിലെ ജോടിയില്ലാത്ത ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം സൂചിപ്പിക്കുക. (a) P, (b) Si, (c) Cr, (d) Fe, (e) Kr.

2.67 (a) n = 4 ൽ എത്ര ഉപഷെല്ലുകൾ ഉണ്ട്? (b) n = 4 - ൽ m_s മൂല്യം –1/2 വരുന്ന എത്ര ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉണ്ടായിരിക്കും?

യൂണിറ്റ് 3

മൂലകങ്ങളുടെ വർഗീകരണവും സ്വഭാവങ്ങളിലെ ക്രമാവർത്തനങ്ങളും

ലക്ഷ്യങ്ങൾ

ഈ യൂണിറ്റ് പഠിക്കുന്നതിലൂടെ

- മൂലകങ്ങളെ അവയുടെ സ്വഭാവത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ വർഗീകരിക്കുന്നതിന്റെ ആശയം എങ്ങനെ ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ ആവിർഭാവത്തിന് വഴിതെളിച്ചു എന്ന് മനസ്സിലാക്കാൻ കഴിയുന്നു.
- ആവർത്തനനിയമം മനസ്സിലാക്കാൻ കഴിയുന്നു.
- ആവർത്തനവർഗീകരണത്തിൽ അറ്റോമിക സംഖ്യയുടെയും ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസത്തിന്റെയും പ്രാധാന്യത്തെക്കുറിച്ച് മനസ്സിലാക്കാൻ കഴിയുന്നു.
- IUPAC നാമകരണം അനുസരിച്ച് അറ്റോമികസംഖ്യ 100 ൽ കൂടുതലുള്ള മൂലകങ്ങൾക്ക് പേര് നൽകാൻ കഴിയുന്നു.
- മൂലകങ്ങളെ s, p, d, f എന്നീ ബ്ലോക്കുകളായി വർഗീകരിക്കാനും അവയുടെ പ്രധാന സവിശേഷതകളെക്കുറിച്ച് പഠിക്കാനും കഴിയുന്നു.
- ഭൗതികവും രാസപരവുമായ ഗുണധർമങ്ങളിലെ ക്രമാവർത്തന പ്രവണതകൾ തിരിച്ചറിയാൻ കഴിയുന്നു.
- മൂലകങ്ങളുടെ ക്രിയാശീലത താരതമ്യപ്പെടുത്തുന്നതിനും, അതിനെ പ്രകൃതിയിലുള്ള അവയുടെ ലഭ്യതയുമായി ബന്ധപ്പെടുത്തുന്നതിനും കഴിയുന്നു.
- അയോണീകരണ എൻഥാൽപിയും ലോഹസ്വഭാവവും തമ്മിലുള്ള ബന്ധത്തെ വിശദീകരിക്കുവാൻ കഴിയുന്നു.
- ആറ്റങ്ങളുടെ ചില പ്രധാനപ്പെട്ട ഗുണധർമ്മങ്ങളായ അറ്റോമിക/അയോണിക ആരം, അയോണീകരണ എൻഥാൽപി, ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി, ഇലക്ട്രോൺ ഋണത, മൂലകങ്ങളുടെ സംയോജകത എന്നിവയെ പറ്റിയുള്ള ആശയങ്ങൾ സംബന്ധിച്ച നടത്താൻ ശാസ്ത്രപദാവലി ഉപയോഗിക്കാൻ കഴിയുന്നു.

"രസതന്ത്രത്തിൽ ഉപയോഗത്തിലെ സാർവത്രികവും പ്രായോഗികവുമായ ഏറ്റവും പ്രധാനപ്പെട്ട ഒരു ആശയമാണ് ആവർത്തനപ്പട്ടിക. ഇത് വിദ്യാർത്ഥികൾക്ക് ഒരു ദൈനംദിന സഹായമാകുകയും ഗവേഷകരാകേണ്ടവർക്ക് ഗവേഷണത്തിന്റെ പുതിയ വഴികൾ നിർദേശിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. ഇത് രസതന്ത്രത്തിന്റെ ആകെക്കൂടിയുള്ള ഒരു സംക്ഷിപ്തരൂപം നൽകുന്നു. രാസമൂലകങ്ങൾ ക്രമരഹിതകൂട്ടമല്ലെന്നും മറിച്ച് പ്രവണതകൾ പ്രദർശിപ്പിക്കുന്നവയും കൂട്ടങ്ങളായി ഒരുമിച്ച് നിൽക്കുന്നവയുമാണെന്നുമുള്ളതിന്റെ ശക്തമായ ഒരു ഓർമ്മപ്പെടുത്തലാണ് ഇത്. പ്രപഞ്ചത്തിന്റെ നിഗൂഢത കാണുന്നതിനും അതുപോലെ തന്നെ രസതന്ത്രത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനനിർമ്മാണഘടകങ്ങളായ രാസമൂലകങ്ങളിൽനിന്ന് പ്രപഞ്ചം എങ്ങനെ നിർമിക്കപ്പെട്ടു എന്നറിയുന്നതിനും ആഗ്രഹിക്കുന്ന ഏതൊരാൾക്കും ആവർത്തനപ്പട്ടികയെ കുറിച്ചുള്ള അറിവ് അത്യന്താപേക്ഷിതമാണ്."

- ഗ്ലെൻ റ്റി സീബർഗ്

ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ ഇന്നത്തെ രൂപത്തിലേക്കുള്ള വളർച്ചയുടെ ചരിത്രവും ആധുനിക ആവർത്തന നിയമവുമാണ് ഈ അധ്യായത്തിൽ നാം പഠിക്കാൻ പോകുന്നത്. മൂലകങ്ങളുടെ ആവർത്തന വർഗീകരണം അവയുടെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസവുമായി എങ്ങനെ ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നുവെന്നും ഇവിടെ പ്രതിപാദിക്കുന്നു. മൂലകങ്ങളുടെ ഭൗതികവും രാസപരവുമായ ചില സ്വഭാവങ്ങളിലെ ക്രമാവർത്തന പ്രവണതകളെക്കുറിച്ചും നാം ഈ അധ്യായത്തിൽ ചർച്ച ചെയ്യുന്നുണ്ട്.

3.1 മൂലകങ്ങളുടെ വർഗീകരണത്തിന്റെ ആവശ്യകത

എല്ലാ തരത്തിലുമുള്ള ദ്രവ്യങ്ങളുടെയും അടിസ്ഥാനഘടകം മൂലകങ്ങളാണെന്ന് നമുക്ക് അറിയാമല്ലോ. 1800 ൽ 31 മൂലകങ്ങൾ മാത്രമാണ് അറിയപ്പെട്ടിരുന്നതെങ്കിൽ 1865 ൽ അത് ഇരട്ടിയിലധികമായി, 63 വരെ എത്തി. എന്നാൽ ഇപ്പോൾ 118 മൂലകങ്ങൾ കണ്ടുപിടിക്കപ്പെട്ടുകഴിഞ്ഞു. ഇവയിൽ പുതുതായി കണ്ടുപിടിക്കപ്പെട്ടവ മനുഷ്യനിർമിതങ്ങളാണ്. പുതിയ മൂലകങ്ങൾ കണ്ടെത്താനുള്ള ശ്രമങ്ങൾ അനുസ്യൂതം തുടരുന്നു. ഇത്രയധികം മൂലകങ്ങളുടെയും അവയുണ്ടാക്കുന്ന സംയുക്തങ്ങളുടെയും സ്വഭാവത്തെക്കുറിച്ച് പ്രത്യേകം പ്രത്യേകം പഠിക്കുക എന്നത് ശ്രമകരമാണല്ലോ. ഈ പ്രശ്നം പരിഹരിക്കുന്നതിന് വേണ്ടി മൂലകങ്ങളെ വർഗീകരിച്ചു കൊണ്ട് തങ്ങളുടെ അറിവിനെ ക്രമീകരിക്കുന്നതിനുള്ള ഒരു വ്യവസ്ഥാപിതമാർഗം ശാസ്ത്രജ്ഞന്മാർ അന്വേഷിക്കുകയുണ്ടായി. മൂലകങ്ങളെ കുറിച്ച്

അറിയാവുന്ന വസ്തുതകൾ യുക്തിസഹമാക്കുക മാത്രമല്ല തുടർ പഠനത്തിന് വേണ്ടി പുതിയവ പ്രവചിക്കുന്നതിനും കൂടി ഉത്തരം വർഗ്ഗീകരണം സഹായിക്കണം എന്ന കാഴ്ചപ്പാടോടെയായിരുന്നു ഈ പ്രവർത്തനങ്ങൾ.

3.2 മൂലകവർഗീകരണത്തിന്റെ ആദ്യകാല ശ്രമങ്ങൾ:

മൂലകങ്ങളെ ഗ്രൂപ്പുകളായി വർഗ്ഗീകരിച്ചതും ആവർത്തന നിയമത്തിന്റെയും ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെയും ആവിർഭാവവും പുരോഗതിയും ശാസ്ത്രജ്ഞൻമാർ പരീക്ഷണനിരീക്ഷണങ്ങളിലൂടെ ആർജ്ജിച്ച അറിവുകൾ ക്രമപ്പെടുത്തിയതിന്റെ പരിണതഫലങ്ങളാണ്. 1800 - കളുടെ തുടക്കത്തിൽ ജർമൻ രസതന്ത്രജ്ഞനായ ജോഹൻ ഡൊബെറെയ്നറാണ് മൂലകങ്ങളുടെ സ്വഭാവങ്ങളിലെ പ്രവണതകളെ കുറിച്ച് ആദ്യം ചിന്തിച്ചത്. 1829 ൽ പല മൂലകങ്ങളുടെയും മൂന്നു വീതമുള്ള ഗ്രൂപ്പുകളിൽ (**ത്രികങ്ങൾ അഥവാ triads**) രാസപരവും ഭൗതികവുമായ സ്വഭാവ സാദൃശ്യങ്ങൾ അദ്ദേഹം നിരീക്ഷിച്ചു. ഇത്തരത്തിലുള്ള ഓരോ ഗ്രൂപ്പിലും മധ്യത്തിൽ വരുന്ന മൂലകത്തിന്റെ അറ്റോമികഭാരം മറ്റ് രണ്ട് മൂലകങ്ങളുടെ അറ്റോമിക ഭാരത്തിന്റെ ശരാശരി ആയിരുന്നു. മറ്റ് സ്വഭാവസവിശേഷതകളിലും ഈ പ്രവണത ദർശിക്കാനായി. **ത്രിക നിയമം** എന്ന പേരിലറിയപ്പെട്ട ഈ വർഗീകരണം കൊണ്ട് വളരെക്കുറച്ച് മൂലകങ്ങളെ മാത്രമേ ക്രമീകരിക്കാൻ കഴിഞ്ഞുള്ളൂ. അതിനാൽ ഈ വർഗീകരണം പിന്തള്ളപ്പെട്ടു.

മൂലകവർഗീകരണവുമായി ബന്ധപ്പെട്ട അടുത്ത പ്രവർത്തനങ്ങൾ നടത്തിയത് 1862 ൽ ഫ്രഞ്ച് ഭൂവിജ്ഞാനശാസ്ത്രജ്ഞനായ അലക്സാണ്ടർ ഡി ബി ഡി ചാൻകൊർട്ടോയിസാണ്. അന്നു വരെ കണ്ടുപിടിക്കപ്പെട്ട മൂലകങ്ങളെ അവയുടെ അറ്റോമികഭാരത്തിന്റെ ആരോഹണക്രമത്തിൽ സിലിണ്ടറാകൃതിയിലുള്ള ഒരു പട്ടികയിൽ ക്രമീകരിച്ചുകൊണ്ട് സ്വഭാവങ്ങളിലുള്ള ക്രമാവർത്തനങ്ങൾ അദ്ദേഹം കാണിച്ചുതന്നു. എന്നാൽ ഇതും അത്ര ശ്രദ്ധ പിടിച്ചുപറ്റിയില്ല. 1865ൽ ഇംഗ്ലീഷ് ശാസ്ത്രജ്ഞനായ ജോൺ അലക്സാണ്ടർ ന്യൂലാൻഡ്സ് **അഷ്ടകനിയമം (law of octaves)** ആവിഷ്കരിച്ചു. മൂലകങ്ങളെ അവയുടെ അറ്റോമികഭാരത്തിന്റെ ആരോഹണക്രമത്തിൽ വിന്യസിച്ചപ്പോൾ എട്ടാമത് വരുന്ന ഓരോ മൂലകവും ഒന്നാമത്തെ മൂലകത്തിന്റെ ഗുണങ്ങൾ ആവർത്തിക്കുന്നതായി അദ്ദേഹം കണ്ടെത്തി. (പട്ടിക 3.2). സംഗീതത്തിലെ സ്വരാഷ്ടകത്തിൽ (octaves) എട്ടാമത്തെ സ്വരം ഒന്നാമത്തെ സ്വരത്തിന്റെ ആവർത്തനമാകുന്നത് പോലെയായിരുന്നു ഈ ബന്ധം. കാത്സ്യം വരെയുള്ള മൂലകങ്ങൾക്ക് മാത്രം ബാധകമായിരുന്നു അഷ്ടകനിയമം. അദ്ദേഹത്തിന്റെ ആശയങ്ങൾ അന്ന് വ്യാപകമായി സ്വീകരിക്കപ്പെട്ടില്ലെങ്കിലും പിന്നീട് 1887 ൽ ലണ്ടൻ റോയൽ സൊസൈറ്റി അദ്ദേഹത്തെ ഡേവി മെഡൽ നൽകി ആദരിച്ചു.

ഇന്ന് നാം കാണുന്ന ആവർത്തനനിയമത്തിന്റെ ആവിർഭാവത്തിന് റഷ്യൻ രസതന്ത്രജ്ഞനായ ഡിമിട്രി മെൻഡലിയേവിനോടും (1834-1907) ജർമൻ രസതന്ത്രജ്ഞനായ ലൊഥർ മേയറിനോടും (1830 -1895) കടപ്പെ

പട്ടിക 3.1 ഡൊബെറെയ്നറുടെ ത്രികങ്ങൾ (Dobreiners triads)

മൂലകങ്ങൾ	അറ്റോമികഭാരം	മൂലകങ്ങൾ	അറ്റോമികഭാരം	മൂലകങ്ങൾ	അറ്റോമികഭാരം
Li	7	Ca	40	Cl	35.5
Na	23	Sr	88	Br	80
K	39	Ba	137	I	127

പട്ടിക 3.2 ന്യൂലാൻഡ്സിന്റെ അഷ്ടകങ്ങൾ

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

ട്ടിരിക്കുന്നു. സ്വതന്ത്രമായി പ്രവർത്തിച്ച ഈ രണ്ട് പേരും 1869 ൽ, മൂലകങ്ങളെ അവയുടെ അറ്റോമികഭാരത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ ക്രമീകരിക്കുമ്പോൾ ഭൗതികവും രാസപരവുമായ ഗുണങ്ങളിൽ ക്രമമായ ഇടവേളകളിൽ സാദൃശ്യങ്ങൾ പ്രകടമാക്കുന്നതായി പ്രസ്താവിച്ചു. ലോഥർ മേയർ അറ്റോമികവ്യാപ്തം, ദ്രവണാങ്കം, തിളനില തുടങ്ങിയ ഭൗതികഗുണങ്ങളെ അറ്റോമിക ഭാരത്തിന് എതിരായി ചിത്രീകരിച്ചപ്പോൾ ഒരു ക്രമാവർത്തിത രൂപം (periodically repeated pattern) ലഭിച്ചു. ന്യൂ ലാൻഡ്സിൽ നിന്ന് വ്യത്യസ്തമായി ലോഥർ മേയർ ക്രമാവർത്തന മാതൃകയ്ക്ക് ഒരു നീണ്ട ആവർത്തനക്രമം ദർശിച്ചു. 1868 ആയപ്പോഴേക്കും ലോഥർ മേയർ ആധുനിക ആവർത്തനപ്പട്ടികയോട് സാദൃശ്യമുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ ഒരു പട്ടിക ആവിഷ്കരിച്ചു. എന്നിരുന്നാലും ആധുനിക ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ വികാസവുമായി ബന്ധപ്പെടുത്തിയുള്ള ഡിമിട്രി മെൻഡലിയേവിന്റെ കണ്ടുപിടുത്തം പുറത്താവുന്നത് വരെ ലോഥർ മേയറുടെ പ്രവർത്തനങ്ങൾ വെളിപ്പെട്ടിരുന്നില്ല. ഡൊബറൈനറാണ് ക്രമാവർത്തനബന്ധങ്ങളുടെ പഠനത്തിന് തുടക്കം കുറിച്ചതെങ്കിലും ആദ്യമായി ആവർത്തനനിയമം പ്രസ്താവിച്ചതിന്റെ പ്രശസ്തി മെൻഡലിയേവിനാണ്. അദ്ദേഹത്തിന്റെ ആവർത്തന നിയമത്തെ ഇങ്ങനെ പ്രസ്താവിക്കാം.

'മൂലകങ്ങളുടെ ഗുണധർമങ്ങൾ അവയുടെ അറ്റോമികഭാരത്തിന്റെ ആവർത്തനഫലനങ്ങളാണ്.'

ഒരേ ഗുണങ്ങളുള്ള മൂലകങ്ങൾ ഒരേ ലംബനിരകളിൽ അഥവാ ഗ്രൂപ്പുകളിൽ വരത്തക്ക തരത്തിൽ മെൻഡലിയേവ് മൂലകങ്ങളെ അവയുടെ അറ്റോമികഭാരത്തിന്റെ ആരോഹണക്രമത്തിൽ തിരശ്ചീന വരികളായും ലംബനിരകളായും ക്രമീകരിച്ചു. മെൻഡലിയേവിന്റെ മൂലക വർഗീകരണസമ്പ്രദായം ലോഥർ മേയറിന്റേതിനേക്കാളും വിശാലമായ ഒന്നായിരുന്നു. ക്രമാവർത്തനത്തിന്റെ പ്രാധാന്യത്തെ അദ്ദേഹം പൂർണമായും തിരിച്ചറിയുകയും ഭൗതികവും രാസപരവുമായ ഗുണങ്ങളുടെ വ്യാപ്തി ഉപയോഗിച്ചുകൊണ്ട് മൂലകങ്ങളെ വർഗീകരിക്കുകയും ചെയ്തു. പ്രത്യേകിച്ചും മൂലകങ്ങൾ ഉണ്ടാക്കുന്ന സംയുക്തങ്ങളുടെ പ്രയോഗാധിഷ്ഠിത രാസസൂത്രത്തെയും അവയുടെ ഗുണങ്ങളുടെ സാദൃശ്യങ്ങളെയുമാണ് മെൻഡലിയേവ് ആശ്രയിച്ചത്. അറ്റോമിക ഭാരത്തിന്റെ ക്രമം കൃത്യമായി പിൻതുടരുകയാണെങ്കിൽ ചില മൂലകങ്ങൾ അദ്ദേഹത്തിന്റെ വർഗീകരണവുമായി ചേർന്നുപോവുകയില്ലെന്ന് അദ്ദേഹം തിരിച്ചറിഞ്ഞു. അറ്റോമിക അളവുകളിലെ പിഴവുകളായിരിക്കാം എന്ന കാഴ്ചപ്പാടിൽ അറ്റോമികഭാരത്തിന്റെ ക്രമത്തെ അവഗണിച്ച് ഒരേ സ്വഭാവമുള്ള മൂലകങ്ങളെ അദ്ദേഹം ഒരുമിച്ച് ഉൾപ്പെടുത്തി. ഉദാഹരണമായി, ആറാം ഗ്രൂപ്പിലെ ടെലൂറിയത്തെക്കാൾ അറ്റോമികഭാരം കുറഞ്ഞ അയഡിനെ സ്വഭാവസാദൃശ്യങ്ങൾമൂലം ഏഴാം ഗ്രൂപ്പ് മൂലകങ്ങളായ ഫ്ലൂറിൻ, ക്ലോറിൻ, ബ്രോമിൻ എന്നിവയ്ക്കൊപ്പം ഉൾപ്പെടുത്തി. (ചിത്രം 3.1). അതേ സമയം തന്നെ ഒരേ സ്വഭാവങ്ങളുള്ള മൂലകങ്ങളെ ഒരേ ഗ്രൂപ്പിൽ ഉൾപ്പെടുത്തുക എന്ന പ്രധാന ഉദ്ദേശത്തെ മുൻ നിർത്തി, ഇനിയും ചില മൂലകങ്ങൾ കണ്ടു പിടിക്കാനുണ്ടെന്ന് അദ്ദേഹം മുൻകൂട്ടി പ്രവചിക്കുകയും അവയ്ക്കായി ആവർത്തനപ്പട്ടികയിൽ സ്ഥലങ്ങൾ ഒഴിച്ചിടുകയും ചെയ്തു. ഉദാഹരണമായി, മെൻഡലിയേവ് തന്റെ ആവർത്തനപ്പട്ടിക പ്രസിദ്ധീകരിക്കുന്ന അവസരത്തിൽ ഗാലിയവും ജർമേനിയവും കണ്ടുപിടിക്കപ്പെട്ടിട്ടുണ്ടായിരുന്നില്ല. ഇവയ്ക്ക് അലൂമിനിയത്തിനും സിലിക്കണിനും താഴെയായി അദ്ദേഹം സ്ഥലം ഒഴിച്ചിടുകയും ഈ മൂലകങ്ങൾക്ക് **ഏകഅലൂമിനിയം, ഏകസിലിക്കൺ (Eka Aluminium, Eka Silicon)** എന്ന് നാമകരണം നടത്തുകയും ചെയ്തു. മെൻഡലിയേവ് ഗാലിയത്തിന്റെയും ജർമേനിയത്തിന്റെയും അസ്തിത്വം പ്രവചിക്കുക മാത്രമല്ല അവയുടെ ചില ഭൗതികഗുണങ്ങൾ പ്രതിപാദിക്കുകയും ചെയ്തു. ഈ മൂലകങ്ങൾ പിന്നീട് കണ്ടുപിടിക്കപ്പെട്ടു. മെൻഡലിയേവ് പ്രവചിച്ച ഈ മൂലകങ്ങളുടെ ചില ഗുണങ്ങളും പരീക്ഷണങ്ങളിലൂടെ കണ്ടെത്തിയവയും പട്ടിക 3.3 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.

മെൻഡലിയേവിന്റെ പരിമാണികമായ (quantitative) പ്രവചനങ്ങളുടെ വ്യക്തതയും അവയുടെ തുടർന്നുള്ള വിജയവും അദ്ദേഹത്തെയും അദ്ദേഹത്തിന്റെ ആവർത്തനപ്പട്ടികയെയും പ്രശസ്തമാക്കി. 1905 ൽ പ്രസിദ്ധീകരിച്ച മെൻഡലിയേവിന്റെ ആവർത്തനപ്പട്ടിക ചിത്രം 3.1 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.

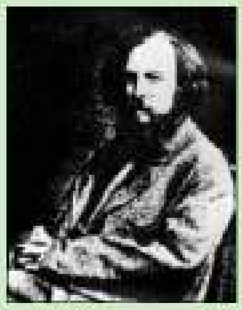
പട്ടിക 3.3 ഏക അലൂമിനിയത്തിന്റെയും (ഗാലിയം) ഏക സിലിക്കണിനെയും (ജർമേനിയം) കുറിച്ചുള്ള മെൻഡലിയേവിന്റെ പ്രവചനങ്ങൾ

ഗുണധർമങ്ങൾ	ഏക അലൂമിനിയം (പ്രവചിച്ചത്)	ഗാലിയം (കണ്ടെത്തിയത്)	ഏക സിലിക്കൺ (പ്രവചിച്ചത്)	ജർമേനിയം (കണ്ടെത്തിയത്)
അറ്റോമിക ഭാരം	68	70	72	72.6
സാന്ദ്രത / (g/cm^3)	5.9	5.94	5.5	5.36
ദ്രവണാങ്കം/K	കുറഞ്ഞത്	302.93	കൂടിയത്	1231
ഓക്സൈഡിന്റെ രാസവാക്യം	E_2O_3	Ga_2O_3	EO_2	GeO_2
ക്ലോറൈഡിന്റെ രാസവാക്യം	ECl_3	$GaCl_3$	ECl_4	$GeCl_4$

മൂലകങ്ങളുടെ ആവർത്തനഘടന, ഗ്രൂപ്പുകളിലും ശ്രേണികളിലും
(PERIODIC SYSTEM OF THE ELEMENTS IN GROUPS AND SERIES)

ശ്രേണികൾ	മൂലകങ്ങളുടെ ഗ്രൂപ്പുകൾ								
	0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	-	Hydrogen H 1.008	-	-					
2	Helium He 4.0	Lithium Li 7.03	Beryllium Be 9.1	Boron B 11.0	Carbon C 12.0	Nitrogen N 14.04	Oxygen O 16.00	Fluorine F 19.0	
3	Neon Ne 19.9	Sodium Na 23.5	Magnesium Mg 24.3	Aluminium Al 27.0	Silicon Si 28.4	Phosphorus P 31.0	Sulphur S 32.06	Chlorine Cl 35.45	
4	Argon Ar 38	Potassium K 39.1	Calcium Ca 40.1	Scandium Sc 44.1	Titanium Ti 48.1	Vanadium V 51.4	Chromium Cr 52.1	Manganese Mn 55.0	Iron Fe 55.9, Cobalt Co 59, Nickel Ni 59 (Cu)
5		Copper Cu 63.6	Zinc Zn 65.4	Gallium Ga 70.0	Germanium Ge 72.3	Arsenic As 75	Selenium Se 79	Bromine Br 79.95	
6	Krypton Kr 81.8	Rubidium Rb 85.4	Strontium Sr 87.6	Yttrium Y 89.0	Zirconium Zr 90.6	Niobium Nb 94.0	Molybdenum Mo 96.0	-	Ruthenium Ru 101.7, Rhodium Rh 103.0, Palladium Pd 106.5 (Ag)
7		Silver Ag 107.9	Cadmium Cd 112.4	Indium In 114.0	Tin Sn 119.0	Antimony Sb 120.0	Tellurium Te 127.6	Iodine I 126.9	
8	Xenon Xe 128	Caesium Cs 132.9	Barium Ba 137.4	Lanthanum La 139	Cerium Ce 140	-	-	-	
9		-	-	-	-	-	-	-	
10	-	-	-	Ytterbium Yb 173	-	Tantalum Ta 183	Tungsten W 184	-	Osmium Os 191, Iridium Ir 193, Platinum Pt 194.9 (Au)
11		Gold Au 197.2	Mercury Hg 200.0	Thallium Tl 204.1	Lead Pb 206.9	Bismuth Bi 208	-	-	
12	-	-	Radium Ra 224	-	Thorium Th 232	-	Uranium U 239		
	R	R_2O	RO	R_2O_3	HIGHER SALINE OXIDES RO_2 HIGHER GASEOUS HYDROGEN COMPOUNDS RH_4	R_2O_5 RH_3	RO_3 RH_2	R_2O_7 RH	RO_4

ചിത്രം 3.1: ആദ്യകാലത്ത് പ്രസിദ്ധീകരിച്ച മെൻഡലിയേവിന്റെ ആവർത്തനപ്പട്ടിക



ഡിമിട്രി ഇവാനോവിച്ച് മെൻഡലിയേവ്
(1834-1907)

മെൻഡലിയേവ് - മെൻഡലിയേവ് ജനിച്ചത് റഷ്യയിലെ സൈബീരിയയിലുള്ള ടൊബൊൾസ്ക് എന്ന സ്ഥലത്താണ്. അച്ഛന്റെ മരണത്തെ തുടർന്ന് അദ്ദേഹത്തിന്റെ കുടുംബം സെൻപീറ്റേഴ്സ് ബർഗിലേക്ക് പോയി. അദ്ദേഹം രസതന്ത്രത്തിലുള്ള തന്റെ ഉന്നതബിരുദം 1856 ലും ഡോക്ടറൽ ബിരുദം 1865 ലും നേടി. 1867 ൽ അദ്ദേഹത്തിന് സെന്റ് പീറ്റേഴ്സ് യൂണിവേഴ്സിറ്റിയിൽ ജനറൽ കെമിസ്ട്രി പ്രൊഫസറായി നിയമനം ലഭിച്ചു. രസതന്ത്രത്തിലെ തത്ത്വങ്ങൾ എന്ന പുസ്തകവുമായി ബന്ധപ്പെട്ട പ്രവർത്തനങ്ങൾ അദ്ദേഹത്തെ മൂലകങ്ങളുടെ **ആവർത്തന നിയമം** പ്രസ്താവിക്കുന്നതിലേക്കും **ആവർത്തനപ്പട്ടിക**യുടെ നിർമ്മാണത്തിലേക്കും എത്തിച്ചു. ആറ്റങ്ങളുടെ ഘടനയെക്കുറിച്ച് യാതൊരു അറിവുമില്ലാതിരുന്ന അക്കാലത്ത് മൂലകങ്ങളുടെ സ്വഭാവങ്ങൾ അവയുടെ അറ്റോമിക മാസുമായി ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു എന്ന മെൻഡലിയേവിന്റെ ആശയം തികച്ചും സാങ്കൽപികമായ ഒന്നായിരുന്നു. രാസപരമായ ഗുണങ്ങളുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ ചില മൂലകങ്ങളെ കൃത്യമായ ഗ്രൂപ്പിൽ ഉൾപ്പെടുത്തുന്നതിനായി മെൻഡലിയേവ് ചില ജോഡി മൂലകങ്ങളുടെ ക്രമം തിരിക്കുകയും അവയുടെ അറ്റോമിക മാസ് തെറ്റായിരുന്നുവെന്ന് ഉറപ്പിക്കുകയും ചെയ്തു. അക്കാലത്ത് അറിയപ്പെടാതിരുന്ന മൂലകങ്ങൾക്കായി സ്ഥലം ഒഴിച്ചിടുന്നതിനും അനുബന്ധമൂലകങ്ങളുടെ സ്വഭാവങ്ങളിൽ നിന്ന് അവയുടെ സ്വഭാവങ്ങൾ പ്രവചിക്കുന്നതിനുമുള്ള ദീർഘദൃഷ്ടി മെൻഡലിയേവിനുണ്ടായിരുന്നു. മെൻഡലിയേവിന്റെ ഈ പ്രവചനങ്ങൾ ശരിയായിരുന്നുവെന്ന് പിന്നീട് ഈ മൂലകങ്ങൾ കണ്ടുപിടിക്കപ്പെട്ടപ്പോൾ അതിശയപ്പെടുത്തുന്ന തരത്തിൽ തെളിഞ്ഞു.

തുടർദശകങ്ങളിൽ മെൻഡലിയേവിന്റെ ആവർത്തനപട്ടിക പല ഗവേഷണമേഖലകൾക്കും പ്രചോദനമായി. ആദ്യ രണ്ട് ഉത്കൃഷ്ട വാതകങ്ങളായ ഹീലിയത്തിന്റെയും ആർഗണിന്റെയും (1890) കണ്ടുപിടുത്തം ഈ കുടുംബം നിറയുന്നതിന് അതേ പോലെയുള്ള മറ്റ് മൂലകങ്ങളുടെ സാധ്യത വെളിപ്പെടുത്തി. ഈ ആശയം ക്രിപ്റ്റണിന്റെയും സിനോണിന്റെയും വിജയകരമായ കണ്ടുപിടുത്തത്തിലേക്ക് റാംസെയെ നയിച്ചു. ഇരുപതാം നൂറ്റാണ്ടിന്റെ ആദ്യവർഷങ്ങളിൽ യുറേനിയത്തിന്റെയും തോറിയത്തിന്റെയും റേഡിയോആക്ടീവ് അപചയശ്രേണികളിൽ നടന്ന ഉദ്യമങ്ങളും ആവർത്തനപ്പട്ടികയാൽ നയിക്കപ്പെട്ടതാണ്.

മെൻഡലിയേവ് ഒരു ബഹുമുഖ പ്രതിഭ ആയിരുന്നു. റഷ്യയിലെ പ്രകൃതിദത്തഊർജസ്രോതസ്സുകളുമായി ബന്ധപ്പെട്ട് ഒരുപാട് പ്രവർത്തനങ്ങൾ അദ്ദേഹം നടത്തിയിട്ടുണ്ട്. അദ്ദേഹം സൂക്ഷ്മമായ ഒരു ബാരോമീറ്റർ കണ്ടുപിടിച്ചു. 1890 ൽ അദ്ദേഹം പ്രൊഫസ്സർ പദവി രാജി വച്ചു. അളവുതൂക്കനിർവഹണവകുപ്പിന്റെ മേധാവിയായി അദ്ദേഹം നിയമിക്കപ്പെട്ടു. 1907ൽ മരിക്കുന്നതു വരെ വിവിധ മേഖലകളിലെ പ്രധാനപ്പെട്ട ഗവേഷണപ്രവർത്തനങ്ങൾ അദ്ദേഹം തുടർന്നുകൊണ്ടേയിരുന്നു.

ആധുനിക ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ 101-ാമത്തെ മൂലകത്തിന് മെൻഡലീവിയം എന്ന പേര് നൽകി അദ്ദേഹത്തിന്റെ നാമം അനശ്വരമാക്കി എന്ന് ആവർത്തനപ്പട്ടികയിൽ (ചിത്രം 3.2) നിന്ന് നിങ്ങൾക്ക് മനസിലാക്കാം. ഈ മൂലകം കണ്ടു പിടിച്ച അമേരിക്കക്കാരനായ ശാസ്ത്രജ്ഞൻ ഗ്ലെൻ ടി. സീബോർഗാണ് ഈ പേര് നിർദ്ദേശിച്ചത്. കണ്ടുപിടിക്കപ്പെട്ടിട്ടില്ലാത്ത മൂലകങ്ങളുടെ രാസസ്വഭാവങ്ങൾ പ്രവചിക്കുന്നതിന് മൂലകങ്ങളുടെ ആവർത്തന സമ്പ്രദായം ആദ്യമായി ഉപയോഗിച്ച് മാർഗം തെളിയിച്ച മഹാനായ റഷ്യൻ രസതന്ത്രജ്ഞന്റെ പ്രവൃത്തിക്കുള്ള അംഗീകാരമായിട്ടായിരുന്നു ഇത്. ഈ തത്വം യുറേനിയത്തിന് ശേഷമുള്ള മിക്കവാറും മൂലകങ്ങളുടെ കണ്ടുപിടുത്തത്തിന്റെ താക്കോലായി മാറി.

3.3 ആധുനിക ആവർത്തന നിയമവും ആവർത്തന പട്ടികയുടെ ഇന്നത്തെ രൂപവും

മെൻഡലിയേവ് തന്റെ **ആവർത്തനപ്പട്ടിക** ആവിഷ്കരിക്കുന്ന സമയത്ത് രസതന്ത്ര ശാസ്ത്രജ്ഞൻമാർക്ക് ആറ്റത്തിന്റെ ആന്തരിക ഘടനയെ ക്കുറിച്ച് ഒരു അറിവും ഇല്ലായിരുന്നു എന്ന് നാം ഓർക്കണം. എന്നാൽ ഇരുപതാം നൂറ്റാണ്ടിന്റെ തുടക്കം ആറ്റത്തിന്റെ മൗലികകണങ്ങളെക്കുറിച്ചുള്ള സിദ്ധാന്തങ്ങളുടെ അസാമാന്യമായ പുരോഗതിക്ക് സാക്ഷ്യം വഹിച്ചു. 1913ൽ ഇംഗ്ലീഷ് ഭൗതികശാസ്ത്രജ്ഞനായ ഹെൻറി മോസ്‌ലി മൂലകങ്ങളുടെ സവിശേഷ എക്സ് - റേ സ്പെക്ട്രത്തിലുള്ള (X-ray) ക്രമങ്ങൾ നിരീക്ഷിച്ചു. $\sqrt{\nu}$ (ഉത്സർജിക്കപ്പെട്ട കിരണങ്ങളുടെ ആവൃത്തിയാണ് ν) അറ്റോമിക സംഖ്യയ്ക്ക് (Z) എതിരായി രേഖപ്പെടുത്തിയപ്പോൾ ഒരു നേർരേഖ ലഭിച്ചു. എന്നാൽ അറ്റോമികമാസിന് എതിരെ ചിത്രീകരിച്ചപ്പോൾ അങ്ങനെ സംഭവിച്ചതില്ല. അറ്റോമിക മാസല്ല മറിച്ച് അറ്റോമികസംഖ്യയാണ് ഒരു ആറ്റത്തിന്റെ പ്രധാനപ്പെട്ട അടിസ്ഥാനഗുണമെന്ന് അതുവഴി അദ്ദേഹം കാണിച്ചു തന്നു. അതുകൊണ്ട് **മെൻഡലിയേവിന്റെ ആവർത്തനനിയമം** ഇതിനനുസരിച്ച് പരിഷ്ക്കരിച്ചു. ഇതിനെ **ആധുനിക ആവർത്തനനിയമം** എന്ന് വിളിക്കുന്നു. ഇത് ഇങ്ങനെ പ്രസ്താവിക്കാം

'മൂലകങ്ങളുടെ ഭൗതികവും രാസികവുമായ ഗുണധർമങ്ങൾ അവയുടെ അറ്റോമികസംഖ്യയുടെ ആവർത്തനഫലനങ്ങളാണ്',

ആവർത്തനനിയമം പ്രകൃതിദത്തമായ 94 മൂലകങ്ങൾക്കിടയിലുള്ള പ്രധാനപ്പെട്ട സാദൃശ്യങ്ങളെ വെളിപ്പെടുത്തുന്നു (നെപ്റ്റ്യൂണിയവും പ്ലൂട്ടോണിയവും ആക്ടിനിയത്തെയും പ്രോട്ടോആക്ടിനിയത്തിനെയും പോലെ തന്നെ യുറേനിയത്തിന്റെ അയിരായ പിച്ച് ബ്ലെൻഡിൽ കാണപ്പെടുന്നു). ഇത് അകാർബണികരസതന്ത്രത്തിൽ ഒരു പുതിയ ഉണർവ് ജനിപ്പിക്കുകയും സമീപകാലത്ത് കൃത്രിമമായി നിർമിച്ച അൽപായുസായ മൂലകങ്ങളുടെ സൃഷ്ടിയിലേക്ക് കൊണ്ടെത്തിക്കുകയും ചെയ്തു.

ഒരു നിർവ്വീര്യ ആറ്റത്തിന്റെ അറ്റോമിക സംഖ്യ അതിന്റെ ന്യൂക്ലിയർ ചാർജിന് (അതായത്, പ്രോട്ടോണുകളുടെ എണ്ണം) അല്ലെങ്കിൽ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണത്തിന് തുല്യമായിരിക്കും എന്ന് നമുക്ക് അറിവുള്ളതാണല്ലോ. അതിനാൽ ക്വാണ്ടംസംഖ്യയുടെയും (quantum number) ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിന്റെയും പ്രാധാന്യം മൂലകങ്ങളുടെ ആവർത്തനഫലത്തിൽ ലളിതമായി കാണുവാൻ കഴിയും. മൂലകങ്ങളുടെയും അവയുടെ സംയുക്തങ്ങളുടെയും ഭൗതികവും രാസപരവുമായ ഗുണധർമങ്ങൾ നിർണയിക്കുന്ന ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിന്റെ ആവർത്തന വ്യത്യാസങ്ങളാണ് ആവർത്തന നിയമത്തിന് നിദാനമെന്ന് ഇപ്പോൾ തിരിച്ചറിഞ്ഞിട്ടുണ്ട്.

വിവിധ തരത്തിലുള്ള ആവർത്തനപ്പട്ടികകൾ പലകാലങ്ങളിലായി രൂപപ്പെട്ടിട്ടുണ്ട്. ചിലവ രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾക്കും സംയോജകതയ്ക്കും പ്രാധാന്യം നൽകിയപ്പോൾ മറ്റു ചിലവ മൂലകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിനാണ് പ്രാധാന്യം കൊടുത്തത്. കൂടുതൽ സൗകര്യപ്രദമായ **ദീർഘരൂപആവർത്തനപ്പട്ടിക (long form of periodic table)** എന്ന് വിളിക്കുന്ന ഒരു ആധുനികരൂപമാണ് ഇന്ന് ഏറ്റവും കൂടുതലായി ഉപയോഗിക്കപ്പെടുന്നത്. തിരശ്ചീനമായുള്ള വരികളെ (മെൻഡലിയേവ് **ശ്രേണി** എന്ന് വിളിച്ചിരുന്നത്) **പീരീഡുകൾ** എന്നും ലംബമായുള്ള നിരകളെ **ഗ്രൂപ്പുകൾ** എന്നും വിളിക്കുന്നു. ആറ്റങ്ങളുടെ ബാഹ്യതമഷെല്ലിൽ ഒരേ ഇലക്ട്രോൺ ക്രമീകരണം വരുന്ന മൂലകങ്ങളെ ഗ്രൂപ്പുകൾ **അഥവാ കുടുംബങ്ങൾ (family)** എന്ന് വിളിക്കുന്നു. ഇവയെ ലംബമായുള്ള ഒരേ നിരകളിലായി ക്രമീകരിച്ചിരിക്കുന്നു. IUPAC യുടെ നിർദ്ദേശപ്രകാരം ഗ്രൂപ്പുകളെ പ്രതിനിധീകരിക്കുന്ന പഴയ രീതിയായ IA - VIIA, VIII, IB - VIIB, 0 എന്നിവ മാറ്റി 1 മുതൽ 18 വരെയുള്ള സംഖ്യ നൽകിയിരിക്കുന്നു.

ആവർത്തനപ്പട്ടികയിൽ ആകെ കൂടി ഏഴ് പീരീഡുകൾ ഉണ്ട്. ഒരു മൂലകത്തിന്റെ പീരീഡ് നമ്പർ ആ മൂലകത്തിന്റെ ഏറ്റവും ഉയർന്ന പ്രിൻസിപ്പൽ ക്വാണ്ടം സംഖ്യയ്ക്ക് (n) അനുസൃതമായിരിക്കും. ആദ്യ പീരീഡിൽ രണ്ട് മൂലകങ്ങളാണുള്ളത്. തുടർന്നുള്ള പീരീഡുകളിൽ യഥാക്രമം 8,8,18,18,32,32 വീതം മൂലകങ്ങൾ ഉൾക്കൊള്ളുന്നു. ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ ഈ രൂപത്തിൽ ആറാമത്തെയും ഏഴാമത്തെയും പീരീഡുകളിലെ 14 മൂലകങ്ങളെ (യഥാക്രമം ലാന്തനോയിഡുകളും ആക്ടിനോയിഡുകളും) പ്രത്യേക വിഭാഗമാക്കി താഴെ വിന്യസിച്ചിരിക്കുന്നു*.

---

* *ഇരുപതാം നൂറ്റാണ്ടിന്റെ മധ്യകാലത്ത് പ്രവർത്തിച്ച ഗ്ലെൻ ടി സീബോർഗിന്റെ പ്ലൂട്ടോണിയം കണ്ടുപിടുത്തത്തോട് കൂടി, അറ്റോമിക സംഖ്യ 94 മുതൽ 102 വരെയുള്ള എല്ലാ ട്രാൻസ് യുറാനിക് മൂലകങ്ങളുടെയും കണ്ടുപിടുത്തം സാധ്യമാവുകയും, ഇത് ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ പുനഃക്രമീകരണത്തിനും ആക്ടിനോയിഡുകളെ ലാന്തനോയിഡുകളുടെ അടിയിലായി സ്ഥാപിക്കുന്നതിനും ഇടയാക്കി. സീബോർഗിന്റെ പ്രവർത്തനത്തിന് 1951ൽ രസതന്ത്രത്തിന് **നോബൽ സമ്മാനം** ലഭിക്കുകയുണ്ടായി. അദ്ദേഹത്തിനോടുള്ള ബഹുമാനാർത്ഥം 106 -ാമത്തെ മൂലകത്തിന് സീബോർഗിയം (Sg) എന്ന പേര് നൽകി.*

പ്രാതിനിധ്യ മൂലകങ്ങൾ | d - സംക്രമണ മൂലകങ്ങൾ | പ്രാതിനിധ്യ മൂലകങ്ങൾ | ഉത്കൃഷ്ട വാതകങ്ങൾ

പീരിയഡ് നമ്പർ \ ഗ്രൂപ്പ് നമ്പർ	1 IA	2 IIA	3 IIIA	4 IVA	5 VA	6 VIA	7 VIIA	8 VIII	9 VIII	10 VIII	11 IB	12 IIB	13 IIIB	14 IVB	15 VB	16 VIB	17 VIIB	18 0
1	1 H $1s^1$																	2 He $1s^2$
2	3 Li $2s^1$	4 Be $2s^2$											5 B $2s^22p^1$	6 C $2s^22p^2$	7 N $2s^22p^3$	8 O $2s^22p^4$	9 F $2s^22p^5$	10 Ne $2s^22p^6$
3	11 Na $3s^1$	12 Mg $3s^2$											13 Al $3s^23p^1$	14 Si $3s^23p^2$	15 P $3s^23p^3$	16 S $3s^23p^4$	17 Cl $3s^23p^5$	18 Ar $3s^23p^6$
4	19 K $4s^1$	20 Ca $4s^2$	21 Sc $3d^14s^2$	22 Ti $3d^24s^2$	23 V $3d^34s^2$	24 Cr $3d^54s^1$	25 Mn $3d^54s^2$	26 Fe $3d^64s^2$	27 Co $3d^74s^2$	28 Ni $3d^84s^2$	29 Cu $3d^{10}4s^1$	30 Zn $3d^{10}4s^2$	31 Ga $4s^24p^1$	32 Ge $4s^24p^2$	33 As $4s^24p^3$	34 Se $4s^24p^4$	35 Br $4s^24p^5$	36 Kr $4s^24p^6$
5	37 Rb $5s^1$	38 Sr $5s^2$	39 Y $4d^15s^2$	40 Zr $4d^25s^2$	41 Nb $4d^45s^1$	42 Mo $4d^55s^1$	43 Tc $4d^55s^2$	44 Ru $4d^75s^1$	45 Rh $4d^85s^1$	46 Pd $4d^{10}$	47 Ag $4d^{10}5s^1$	48 Cd $4d^{10}5s^2$	49 In $5s^25p^1$	50 Sn $5s^25p^2$	51 Sb $5s^25p^3$	52 Te $5s^25p^4$	53 I $5s^25p^5$	54 Xe $5s^25p^6$
6	55 Cs $6s^1$	56 Ba $6s^2$	57 La* $5d^16s^2$	72 Hf $4f^{14}5d^26s^2$	73 Ta $5d^36s^2$	74 W $5d^46s^2$	75 Re $5d^56s^2$	76 Os $5d^66s^2$	77 Ir $5d^76s^2$	78 Pt $5d^96s^1$	79 Au $5d^{10}6s^1$	80 Hg $5d^{10}6s^2$	81 Tl $6s^26p^1$	82 Pb $6s^26p^2$	83 Bi $6s^26p^3$	84 Po $6s^26p^4$	85 At $6s^26p^5$	86 Rn $6s^26p^6$
7	87 Fr $7s^1$	88 Ra $7s^2$	89 Ac** $6d^17s^2$	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 NH	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og

f - അന്തഃസംക്രമണ മൂലകങ്ങൾ

* ലാന്തനോയിഡുകൾ $4f^n5d^{0-1}6s^2$	58 Ce $4f^15d^16s^2$	59 Pr $4f^35d^06s^2$	60 Nd $4f^45d^06s^2$	61 Pm $4f^55d^06s^2$	62 Sm $4f^65d^06s^2$	63 Eu $4f^75d^06s^2$	64 Gd $4f^75d^16s^2$	65 Tb $4f^95d^06s^2$	66 Dy $4f^{10}5d^06s^2$	67 Ho $4f^{11}5d^06s^2$	68 Er $4f^{12}5d^06s^2$	69 Tm $4f^{13}5d^06s^2$	70 Yb $4f^{14}5d^06s^2$	71 Lu $4f^{14}5d^16s^2$
** ആക്ടിനോയിഡുകൾ $5f^n6d^{0-1}7s^2$	90 Th $5f^06d^27s^2$	91 Pa $5f^26d^17s^2$	92 U $5f^36d^17s^2$	93 Np $5f^46d^17s^2$	94 Pu $5f^66d^07s^2$	95 Am $5f^76d^07s^2$	96 Cm $5f^76d^17s^2$	97 Bk $5f^96d^07s^2$	98 Cf $5f^{10}6d^07s^2$	99 Es $5f^{11}6d^07s^2$	100 Fm $5f^{12}6d^07s^2$	101 Md $5f^{13}6d^07s^2$	102 No $5f^{14}6d^07s^2$	103 Lr $5f^{14}6d^17s^2$

ചിത്രം 3.2 *ദീർഘരൂപ ആവർത്തനപ്പട്ടിക മൂലകങ്ങളും അവയുടെ അറ്റോമിക സംഖ്യ നിമ്നോർദ്ധ്വമായിട്ടുള്ള പൊതുവായ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസവുമൊക്കെ 1984 ലെ IUPAC നിർദ്ദേശമനുസരിച്ച് ഗ്രൂപ്പ് 1 മുതൽ 18 വരെ നമ്പർ ചെയ്തിരിക്കുന്നു. ഈ രീതി IA, VIIA, VIII, IB, VIIB എന്ന പഴയ സമ്പ്രദായത്തെ മാറ്റിയിരിക്കുന്നു.*

3.4 അറ്റോമികസംഖ്യ 100 ന് കൂടുതലുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ നാമകരണം

പുതിയതായി കണ്ടുപിടിക്കുന്ന മൂലകങ്ങൾക്ക് പേര് നൽകുന്നതിനുള്ള അവകാശം അവ കണ്ടു പിടിക്കുന്നവർക്കാണ് പരമ്പരാഗതമായി നൽകിവരുന്നത്. അത് പിന്നീട് IUPAC ശരി വയ്ക്കുന്നു. സമീപകാലത്തായി ഇത് ചില തർക്കങ്ങൾക്ക് കാരണമായിട്ടുണ്ട്. അറ്റോമിക നമ്പർ വളരെ ഉയർന്ന മൂലകങ്ങൾ വളരെ അസ്ഥിരങ്ങളും നേരിയ അളവിൽ മാത്രം (ചിലപ്പോൾ ഏതാനും ആറ്റങ്ങൾ മാത്രം) ലഭിക്കുന്നവയുമാണ്. അതിനാൽ അവയുടെ നിർമാണത്തിനും സ്വഭാവസവിശേഷതകളെ കണ്ടെത്തുന്നതിനും വളരെ സങ്കീർണവും വിലപിടിപ്പുള്ള ഉപകരണങ്ങളുള്ളതുമായ ലബോറട്ടറി ആവശ്യമാണ്. മത്സരബുദ്ധിയോടെ അത്തരം പ്രവർത്തനങ്ങൾ നടത്തുന്ന ചുരുക്കം ലബോറട്ടറികളേ ലോകത്ത് ഉള്ളൂ. വിശ്വാസയോഗ്യമായ പൂർണവിവരങ്ങൾ ശേഖരിക്കുന്നതിന് മുൻപേ തന്നെ പുതിയ മൂലകങ്ങളുടെ കണ്ടുപിടുത്തത്തെക്കുറിച്ച് അവകാശപ്പെടാനുള്ള പ്രവണത ശാസ്ത്രജ്ഞന്മാർക്ക് ഉണ്ട്. ഉദാഹരണത്തിന്, അറ്റോമികനമ്പർ 104 ഉള്ള മൂലകത്തിന്റെ അവകാശം അമേരിക്കയും സോവിയറ്റ് യൂണിയനും ഒരു പോലെ ആവശ്യപ്പെട്ടു. അമേരിക്കൻ ശാസ്ത്രജ്ഞന്മാർ അതിനെ റുഥർഫോർഡിയം എന്നും സോവിയറ്റ്കാർ കുർചറ്റോവിയം എന്നും നാമകരണം ചെയ്തു. ഇത്തരം

പട്ടിക 3.4 മൂലകങ്ങളുടെ IUPAC നാമകരണത്തിനുള്ള സൂചകങ്ങൾ

അക്കം	പേര്	ചുരുക്കെഴുത്ത്
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

പട്ടിക 3.5 അറ്റോമികസംഖ്യ 100 ന് പുറത്തുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ നാമകരണം

അറ്റോമിക സംഖ്യ	IUPAC അനുസരിച്ചുള്ള പേര്	പ്രതീകം	IUPAC ഔദ്യോഗിക നാമം	IUPAC പ്രതീകം
101	Unnilunium	Unu	മെൻഡലീവിയം	Md
102	Unnilbium	Unb	നൊബേലിയം	No
103	Unniltrium	Unt	ലോറൻഷ്യം	Lr
104	Unnilquadium	Unq	റുഥർഫോർഡിയം	Rf
105	Unnilpentium	Unp	ഡുബ്നിയം	Db
106	Unnilhexium	Unh	സീബോർഗിയം	Sg
107	Unnilseptium	Uns	ബോറിയം	Bh
108	Unniloctium	Uno	ഹാസ്സിയം	Hs
109	Unnilennium	Une	മീറ്റ്നേറിയം	Mt
110	Ununnillium	Uun	ഡാംസ്റ്റാഡ്ടിയം	Ds
111	Unununnium	Uuu	റോൺജെനിയം	Rg
112	Ununbium	Uub	കോപ്പർനിഷ്യം	Cn
113	Ununtrium	Uut	നിഹോണിയം	Nh
114	Ununquadium	Uuq	ഫ്ലെറോവിയം	Fl
115	Ununpentium	Uup	മോസ്കോവിയം	Mc
116	Ununhexium	Uuh	ലിവർമോറിയം	Lv
117	Ununseptium	Uus	ടെന്നസിൻ	Ts
118	Ununoctium	Uuo	ഒഗനെസോൺ	Og

പ്രശ്നങ്ങൾ പരിഹരിക്കുന്നതിനായി IUPAC ഒരു മൂലകത്തിന്റെ കണ്ടു പിടുത്തം സ്ഥിരീകരിച്ച് നിയമപരമായി അംഗീകാരം ലഭിക്കുന്നതുവരെ തുടരാനായി മൂലകത്തിന്റെ അറ്റോമിക നമ്പറിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ നാമകരണം ചെയ്യുന്ന ഒരു രീതി ആവിഷ്കരിച്ചു. അതിനനുസരിച്ച് പൂജ്യത്തിനും ഒന്ന് മുതൽ ഒൻപതുവരെയുമുള്ള അക്കങ്ങൾക്കും സംഖ്യാസൂചകങ്ങൾ ഉപയോഗിക്കുകയാണ് ചെയ്യുന്നത് (പട്ടിക 3.4). അറ്റോമികനമ്പറിലെ അക്കങ്ങൾക്ക് അനുസരിച്ചുള്ള സംഖ്യാധിഷ്ഠിത ഘടകങ്ങൾ ഒരുമിച്ചെഴുതിയ ശേഷം അവസാനമായി 'ഇയം' (ium) എന്ന് കൂടി ചേർക്കുന്നു. അറ്റോമികനമ്പർ 100ന് മുകളിലുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ IUPAC നാമങ്ങൾ പട്ടികയിൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു (പട്ടിക 3.5).

അങ്ങനെ പുതിയ മൂലകങ്ങൾക്ക് ആദ്യം മൂന്ന് അക്ഷരങ്ങൾ അടങ്ങുന്ന പ്രതീകാത്മകമായ ഒരു താൽക്കാലികപേര് നൽകുന്നു. പിന്നീട് ഓരോ രാജ്യത്ത് നിന്നുമുള്ള പ്രതിനിധികളുടെ വോട്ടോടെ സ്ഥിരമായ പേരും പ്രതീകവും നൽകുന്നു. മൂലകം കണ്ടുപിടിച്ച രാജ്യത്തിന്റെയോ (അല്ലെങ്കിൽ ആ രാജ്യത്തിലെ ഒരു സംസ്ഥാനത്തിന്റെയോ) പ്രശസ്തരായ ശാസ്ത്രകാരൻമാരോടുള്ള ബഹുമാനാർഥം അവരുടെ പേരോ ആണ് മൂലകത്തിന്റെ സ്ഥിരനാമമായി നൽകുന്നത്. ഇതുവരെ കണ്ടു പിടിക്കപ്പെട്ട 118 മൂലകങ്ങൾക്കും ഔദ്യോഗികമായ നാമവും പ്രതീകവും നൽകപ്പെട്ടു കഴിഞ്ഞു.

പ്രശ്നം 3.1

അറ്റോമികസംഖ്യ 120 ഉള്ള ഒരു മൂലകത്തിന്റെ IUPAC നാമവും പ്രതീകവും എന്തായിരിക്കും?

ഉത്തരം:

പട്ടിക 3.4 ൽ നിന്ന് 1,2,0 എന്നിവയുടെ റൂട്ടുകൾ യഥാക്രമം un, bi, nil എന്നിവയാണ്. അതു കൊണ്ട് ഈ മൂലകത്തിന്റെ പ്രതീകവും പേരും യഥാക്രമം Ubn എന്നും അൺബൈനിലിയം എന്നുമാകുന്നു.

3.5 മൂലകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസവും ആവർത്തനപ്പട്ടികയും

ഒരു ആറ്റത്തിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ സ്വഭാവം നിർവചിക്കുന്നത് ക്വാണ്ടംസംഖ്യകൾ മുഖേനയാണെന്ന് മുൻ അധ്യായത്തിൽ നാം കണ്ടു കഴിഞ്ഞു. ഇവയിൽ പ്രിൻസിപ്പൽ ക്വാണ്ടംസംഖ്യ (n) **ഷെൽ** എന്ന് അറിയപ്പെടുന്ന മുഖ്യ ഊർജനിലയെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു. ഒരു ആറ്റത്തിലെ വിവിധ **ഓർബിറ്റലുകളിൽ** (s, p, d, f) അഥവാ ഉപഷെല്ലുകളിൽ ഇലക്ട്രോൺപൂരണം നടക്കുന്നതെങ്ങനെയെന്നും നാം പഠിച്ചിട്ടുണ്ട്. ഒരു ആറ്റത്തിലെ വിവിധ ഓർബിറ്റലുകളിലുള്ള ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ഇത്തരം ക്രമീകരണത്തെ **ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം** എന്ന് വിളിക്കുന്നു. ആവർത്തനപ്പട്ടികയിൽ ഒരു മൂലകത്തിന്റെ സ്ഥാനം അതിന്റെ അവസാനം പൂരണം നടന്ന ഓർബിറ്റലിന്റെ ക്വാണ്ടം സംഖ്യകൾക്ക് അനുസരിച്ചായിരിക്കും. ഒരു മൂലകത്തിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസവും ദീർഘരൂപആവർത്തനപ്പട്ടികയും തമ്മിൽ നേരിട്ടുള്ള ബന്ധത്തെ കുറിച്ചാണ് ഈ ഭാഗത്ത് നാം നിരീക്ഷിക്കുവാൻ പോകുന്നത്.

a) പീരീഡുകളിലെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം

ഏറ്റവും പുറമെയുള്ള ഷെല്ലിന്റെ (valence shell) അഥവാ ബാഹ്യതമഷെല്ലിന്റെ n ന്റെ വില സൂചിപ്പിക്കുന്നതാണ് പീരീഡ്. മറ്റൊരർഥത്തിൽ ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ തുടർച്ചയായ പീരീഡുകൾ അടുത്ത ഉയർന്ന ഊർജനിലകളിലെ (n = 1, n = 2 തുടങ്ങിയവ) പൂരണവുമായി ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. ഓരോ പീരീഡിലെയും മൂലകങ്ങളുടെ എണ്ണം പൂരണം നടന്നുകൊണ്ടിരിക്കുന്ന ഊർജനിലയിലെ സാധ്യമായ **ഓർബിറ്റലുകളുടെ** എണ്ണത്തിന്റെ ഇരട്ടിയായിരിക്കും എന്ന് വ്യക്തമായി മനസ്സിലാക്കാം. ആദ്യ പീരീഡ് (n = 1) ആരംഭിക്കുന്നത് ഏറ്റവും താഴ്ന്ന ഊർജ നിലയിൽ (1s) പൂരണം നടന്നു കൊണ്ടാണ്. അതുകൊണ്ടുതന്നെ അവിടെ രണ്ട് മൂലകങ്ങളാണ് ഉള്ളത്. ഹൈഡ്രജനും ($1s^1$) ഹീലിയവും ($1s^2$) ആകുമ്പോഴേക്കും ആദ്യ ഷെൽ (K) പൂർത്തിയാകുന്നു. രണ്ടാംപീരീഡ് (n = 2) ലിഥിയത്തിൽ തുടങ്ങുന്നു. അതിലെ മൂന്നാം ഇലക്ട്രോൺ 2s ഓർബിറ്റലിൽ പ്രവേശിക്കുന്നു. അടുത്ത മൂലകമായ ബെറിലിയത്തിൽ നാല് ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉണ്ട്. അതിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ ക്രമീകരണം $1s^2 2s^2$ എന്നാണ്. ബോറോൺ മുതൽ 2p ഓർബിറ്റലിൽ ഇലക്ട്രോൺ നിറയാൻ ആരംഭിച്ച് നിയോൺ ആകുമ്പോഴേക്കും ($2s^2 2p^6$) L ഷെൽ പൂർത്തിയാകുന്നു. അപ്രകാരം രണ്ടാംപീരീഡിൽ എട്ട് മൂലകങ്ങൾ ഉണ്ട്. മൂന്നാമത്തെ പീരീഡ് (n = 3) സോഡിയത്തിൽ ആരംഭിക്കുകയും ഇലക്ട്രോൺ 3s ഓർബിറ്റലിലേക്ക് പ്രവേശിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. സോഡിയം മുതൽ ആർഗോൺ വരെയുള്ള എട്ട് മൂലകങ്ങളുടെ മൂന്നാം പീരീഡ്, 3s, 3p എന്നീ ഓർബിറ്റലുകളുടെ തുടർച്ചയായ ഇലക്ട്രോൺ പൂരണം വഴി ഉണ്ടായതാണ്. പൊട്ടാസ്യത്തിൽ ആരംഭിക്കുന്ന നാലാം പീരീഡിൽ (n = 4) ഇലക്ട്രോണുകൾ പ്രവേശിക്കുന്നത് 4s ഓർബിറ്റലിലാണ്. 4p ഓർബിറ്റലുകൾ നിറയുന്നതിന് മുൻപേ 3d ഓർബിറ്റലുകൾ നിറയുന്നതാണ് ഊർജപരമായി അനുകൂലമെന്ന് നിങ്ങൾ മനസിലാക്കിയിട്ടുണ്ട്. അങ്ങനെയാണെങ്കിൽ ഈ പീരീഡിൽ 3d **സംക്രമണമൂലകങ്ങൾ** എന്ന് വിളിക്കുന്നവയെ കാണാം. ഇവ $3d^1 4s^2$ എന്ന ഇലക്ട്രോൺ

വിന്യാസമുള്ള സ്കാൻഡിയത്തിൽ (Z = 21) ആരംഭിക്കുന്നു. $3d^{10}\,4s^2$ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസമുള്ള സിങ്ക് (Z = 30) വരെ 3d ഓർബിറ്റലുകളിൽ പൂരണം നടക്കുന്നു. നാലാം പീരീഡ്, 4p ഓർബിറ്റലുകളിൽ ഇലക്ട്രോൺ പൂരണം പൂർത്തിയാകുന്ന ക്രിപ്റ്റണിൽ അവസാനിക്കുന്നു. നാലാം പീരീഡിൽ ആകെ 18 മൂലകങ്ങൾ ഉണ്ട്. റുബീഡിയത്തിൽ ആരംഭിക്കുന്ന അഞ്ചാമത്തെ പീരീഡ് (n = 5) നാലാമത്തെ പീരീഡിലുള്ളതു പോലെ യിട്രിയത്തിൽ (Z = 39) തുടങ്ങുന്ന 4d **സംക്രമണശ്രേണി** ഉൾക്കൊള്ളുന്നു. 5p ഓർബിറ്റലുകളിലെ പൂരണം പൂർത്തിയാകുന്ന സിനോണിൽ എത്തുമ്പോൾ ഈ പീരീഡ് അവസാനിക്കുന്നു. ആറാം പീരീഡിൽ (n = 6) 32 മൂലകങ്ങൾ ഉണ്ട്. ഇവിടെ തുടർച്ചയായ ഇലക്ട്രോണുകൾ 6s, 4f, 5d, 6p എന്നീ ഓർബിറ്റലുകളിൽ ക്രമമായി പ്രവേശിക്കുന്നു. 4f ഓർബിറ്റലുകളിലെ ഇലക്ട്രോൺ പൂരണം സീറിയത്തിൽ (Z = 58) തുടങ്ങി ലൂട്ടീഷ്യത്തിൽ (Z = 71) അവസാനിക്കുന്നു. ഇവയാണ് **ലാന്തനോയിഡ് ശ്രേണി** എന്ന് വിളിക്കുന്ന 4f – **അന്തഃ സംക്രമണ മൂലകങ്ങൾ** (inner transition elements). ഏഴാമത്തെ പീരീഡിൽ (n = 7) ആറാമത്തെ പീരീഡിനെപ്പോലെ 7s, 5f, 6d, 7p എന്നീ ഓർബിറ്റലുകളിലെ പൂരണമാണ് നടക്കുന്നത്. മിക്കവാറുമുള്ള മനുഷ്യനിർമിത റേഡിയോ ആക്ടീവ് മൂലകങ്ങൾ ഈ പീരീഡിൽ ഉൾപ്പെടുന്നു. ഈ പീരീഡ് അറ്റോമികസംഖ്യ 118 ഉള്ള ഉൽകൃഷ്ടവാതക കുടുംബത്തിൽ ഉൾപ്പെടുന്ന മൂലകത്തിൽ അവസാനിക്കുന്നു. ആക്ടിനിയത്തിന് (Z = 89) ശേഷം 5f ഓർബിറ്റലുകളിൽ പൂരണം നടക്കുന്നത് **ആക്ടിനോയിഡ് ശ്രേണികൾ** എന്ന് വിളിക്കുന്ന 5f – **അന്തഃസംക്രമണ മൂലകങ്ങളുടെ** രൂപീകരണത്തിന് വഴിതെളിച്ചു. ഒരേസ്വഭാവമുള്ള മൂലകങ്ങൾ ഒരേ നിരയിൽ വരണം എന്ന തത്ത്വം പാലിക്കുന്നതിനും ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ ഘടന നിലനിർത്തുന്നതിനും വേണ്ടി 4f ഉം 5f ഉം അടങ്ങുന്ന അന്തഃസംക്രമണമൂലകങ്ങൾക്ക് ആവർത്തനപ്പട്ടികയിൽ പ്രത്യേക സ്ഥലത്ത് ഇടം നൽകിയിരിക്കുന്നു.

പ്രശ്നം 3.2

5-ാം പീരീഡിൽ 18 മൂലകങ്ങളുടെ സാന്നിധ്യം നിങ്ങൾ എങ്ങനെ ന്യായീകരിക്കും.

ഉത്തരം:

n = 5, l = 0,1,2,3,4. 5s, 5p, 4d എന്ന ഇവയിൽ ലഭ്യമായ ബാഹ്യതമഓർബിറ്റലുകളുടെ ഊർജത്തിന്റെ ആരോഹണക്രമം 5s < 4d < 5p. ഇതിൽ ആകെയുള്ള ഓർബിറ്റലുകളുടെ എണ്ണം 9 ഉം, ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം 18 ഉം ആണ്. അതിനാൽ 5-ാം പീരീഡിലുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ എണ്ണം 18 ആണ്.

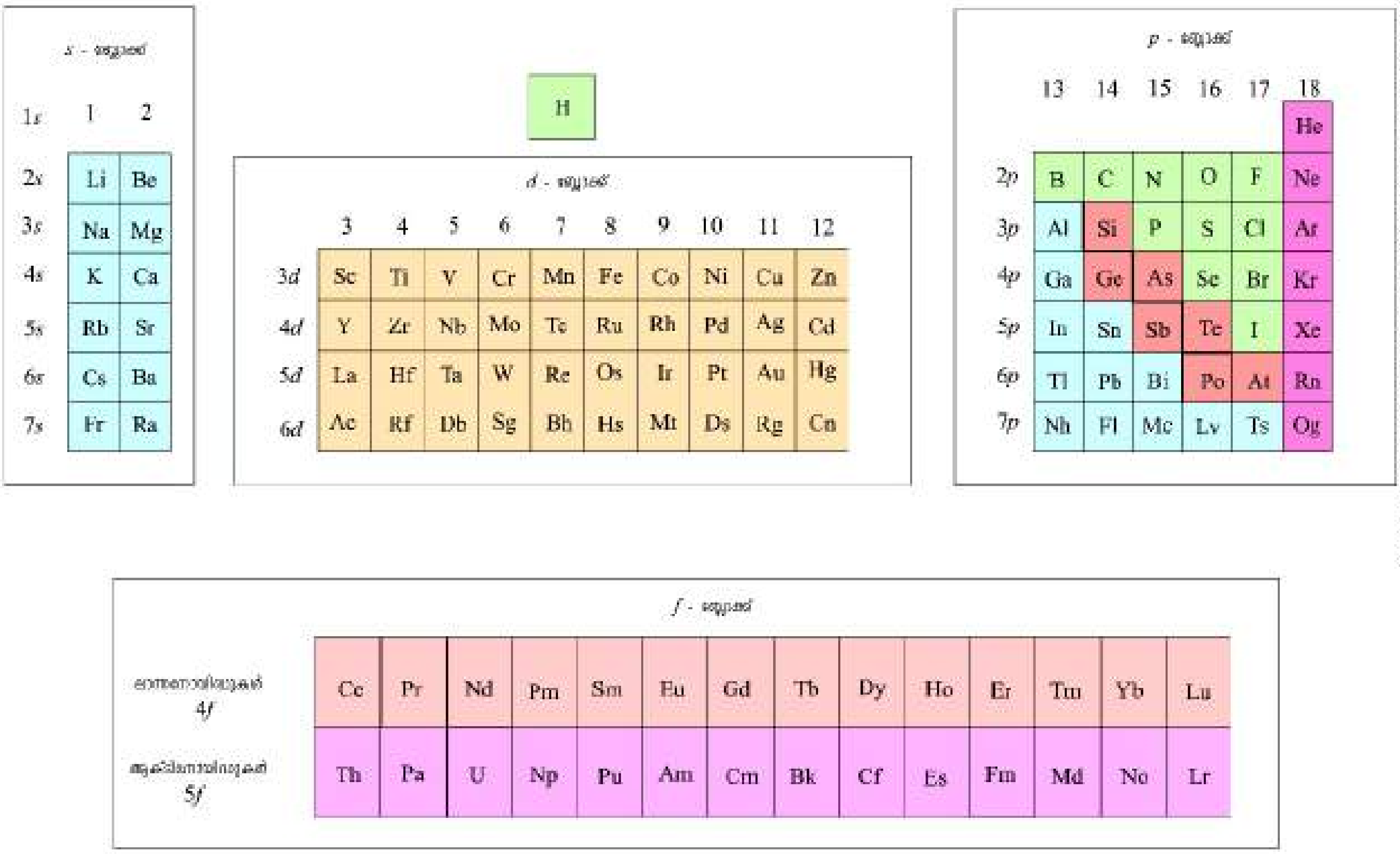
(b) ഗ്രൂപ്പ് അടിസ്ഥാനത്തിലുള്ള ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം

ആവർത്തനപ്പട്ടികയിൽ ഒരേ ഗ്രൂപ്പിൽ അഥവാ ലംബമായി ഒരേ നിരയിൽ വരുന്ന മൂലകങ്ങളുടെ ബാഹ്യതമ ഷെല്ലുകളിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണവും അവയുടെ വിന്യാസവും ഒരേ പോലെ ആയിരിക്കും. മാത്രവുമല്ല അവയ്ക്ക് ഒരേ സ്വഭാവവും ആയിരിക്കും. ഉദാഹരണത്തിന് ഒന്നാം ഗ്രൂപ്പ് മൂലകങ്ങൾക്കെല്ലാം അവയുടെ ബാഹ്യതമ ഷെല്ലിലെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം ചുവടെ കാണിച്ചിരിക്കുന്നതു പോലെ ns^1 ആയിരിക്കും. അപ്രകാരം ഒരു മൂലകത്തിന്റെ സ്വഭാവം അതിന്റെ ആപേക്ഷിക അറ്റോമികമാസിനല്ല മറിച്ച് അറ്റോമിക സംഖ്യയ്ക്ക് ക്രമാവർത്തനമാണെന്ന് കാണാം.

അറ്റോമിക സംഖ്യ	പ്രതീകം	ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം
3	Li	$1s^2 2s^1$ **(or)** $[He]2s^1$
11	Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ **(or)** $[Ne]3s^1$
19	K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ **(or)** $[Ar]4s^1$
37	Rb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$ **(or)** $[Kr]5s^1$
55	Cs	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$ **(or)** $[Xe]6s^1$
87	Fr	$[Rn]7s^1$

3.6 ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസവും മൂലകങ്ങളുടെ തരംതിരിക്കലും: *s-, p-, d-, f-* ബ്ലോക്കുകൾ

ആഫ്ബാ (Aufbau principle) നിയമവും ആറ്റങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസവും ആവർത്തനപ്പട്ടികയ്ക്ക് സൈദ്ധാന്തികമായ ഒരു അടിസ്ഥാനം നൽകി. ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ ലംബമായ നിരകളിലെ മൂലകങ്ങൾ ഒരു ഗ്രൂപ്പ് അഥവാ കുടുംബം രൂപീകരിക്കുകയും ഒരേ സ്വഭാവങ്ങൾ പ്രകടിപ്പിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു.



ചിത്രം 3.3 പൂരണം നടക്കുന്ന ഓർബിറ്റലുകളെ അടിസ്ഥാനപ്പെടുത്തിയുള്ള ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ മൂലകങ്ങളുടെ ഇനങ്ങൾ ( ), മൂലകങ്ങളുടെ ലോഹങ്ങൾ, അലോഹങ്ങൾ, ഉപലോഹങ്ങൾ എന്നിവയിലെന്നും കാണിച്ചിരിക്കുന്നു. ( ), ( ).

ബാഹ്യതമ ഓർബിറ്റലുകളിലുള്ള ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണവും ക്രമീകരണവും ഒരേ പോലെ ആയതു കൊണ്ടാണ് ഇവ ഒരേ സ്വഭാവം കാണിക്കുന്നത്. ഇലക്ട്രോൺ പൂരണം നടക്കുന്ന ബാഹ്യതമഓർബിറ്റലിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ മൂലകങ്ങളെ **s ബ്ലോക്ക്, p ബ്ലോക്ക്, d ബ്ലോക്ക്, f ബ്ലോക്ക്** എന്നിങ്ങനെ നാലായി തരം തിരിക്കാം. ഇത് ചിത്രം 3.3 ൽ വിശദീകരിച്ചിരിക്കുന്നു. ഈ വർഗീകരണത്തിൽ രണ്ട് വ്യതിയാനങ്ങൾ കാണാവുന്നതാണ്. ഹീലിയം തീർച്ചയായും s ബ്ലോക്കിൽ ഉൾപ്പെടുത്തേണ്ട ഒരു മൂലകമാണ്. എന്നാൽ അതിന് p ബ്ലോക്കിൽ മറ്റ് 18 -ാം ഗ്രൂപ്പ് മൂലകങ്ങൾക്കൊപ്പം സ്ഥാനം നൽകിയിരിക്കുന്നു. അതിന് കാരണം അതിന്റെ പൂർത്തീകരിച്ച ബാഹ്യതമഷെല്ല് ($1s^2$) ആണ്. തൽഫലമായി അത് മറ്റ് ഉൽകൃഷ്ട വാതകങ്ങളെ പോലെയുള്ള സവിശേഷസ്വഭാവങ്ങൾ പ്രദർശിപ്പിക്കുന്നു. മറ്റൊരു മാറ്റം ഹൈഡ്രജന്റെ കാര്യത്തിലാണ്. ഒരു s ഇലക്ട്രോണേ ഉള്ളൂ എന്നതിനാൽ അതിന് ഒന്നാംഗ്രൂപ്പിൽ (ആൽക്കലി ലോഹങ്ങൾ) സ്ഥാനം നൽകാവുന്നതാണ്. ഉൽകൃഷ്ടവാതകങ്ങളുടെ ക്രമീകരണം ലഭിക്കാനായി ഇതിന് ഒരു ഇലക്ട്രോൺ കൂടി സ്വീകരിക്കാൻ കഴിയും എന്നുള്ളതുകൊണ്ട് 17-ാം ഗ്രൂപ്പ് മൂലകങ്ങളെ (ഹാലൊജനുകൾ) പോലെയും പെരുമാറാൻ കഴിയുന്നു. ഇതൊരു സവിശേഷമായ കാര്യമായതുകൊണ്ട് ചിത്രം 3.2 ലും 3.3 ലും കാണിച്ചിരിക്കുന്നതു പോലെ ഹൈഡ്രജന് ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ മുകൾ ഭാഗത്ത് പ്രത്യേകമായി സ്ഥാനം നൽകിയിരിക്കുന്നു. ആവർത്തനപ്പട്ടികയിൽ അടയാളപ്പെടുത്തിയിരിക്കുന്ന നാല് തരം മൂലകങ്ങളുടെ മുഖ്യസവിശേഷതകളെക്കുറിച്ച് നമുക്ക് സംക്ഷിപ്തമായി ചർച്ച ചെയ്യാം. ഈ മൂലകങ്ങളെ കുറിച്ച് കൂടുതലായി നിങ്ങൾ പിന്നീട് പഠിക്കുന്നതാണ്. അവയുടെ സവിശേഷതകൾ വിശദീകരിക്കുമ്പോൾ ഭാഗം 3.7 ൽ പരാമർശിച്ചിട്ടുള്ളതു പോലെയുള്ള ചില പ്രത്യേക പദാവലികൾ ഉപയോഗിക്കാറുണ്ട്.

3.6.1 *s* - ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ

ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം ns^1 (ക്ഷാരലോഹങ്ങൾ) അല്ലെങ്കിൽ ns^2 (ക്ഷാരീയമൃത്തികാലോഹങ്ങൾ) ഉള്ള ഒന്നാംഗ്രൂപ്പിലെയും രണ്ടാംഗ്രൂപ്പിലെയും മൂലകങ്ങളാണ് **s ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ**. ഇവയെല്ലാം അയോണീകരണ എൻഥാൽപി കുറഞ്ഞ, ക്രിയാശീലം കൂടിയ ലോഹങ്ങളാണ്. ഇവ വളരെ വേഗം ഇലക്ട്രോണുകളെ നഷ്ടപ്പെടുത്തി യഥാക്രമം +1 അല്ലെങ്കിൽ +2 ഓക്സീകരണാവസ്ഥയിലുള്ള അയോണുകളായി മാറുന്നു. ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക് വരുംതോറും ഇവയുടെ ലോഹീയ സ്വഭാവവും ക്രിയാശീലതയും കൂടി വരുന്നു. ക്രിയാശീലം കൂടുതലായതിനാൽ ഇവ പ്രകൃതിയിൽ സ്വതന്ത്രാവസ്ഥയിൽ കാണുന്നില്ല. ലിഥിയത്തിന്റെയും ബെറിലിയത്തിന്റെയും ഒഴികെ ബാക്കിയുള്ള s ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ സംയുക്തങ്ങൾ ഗണ്യമായ അയോണികസ്വഭാവം കാണിക്കുന്നു.

3.6.2 *p* - ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ

13 മുതൽ 18 വരെയുള്ള ഗ്രൂപ്പുകളിൽ ഉൾപ്പെട്ടിട്ടുള്ള മൂലകങ്ങളാണ് **p ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ. ഇവയെയും s ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളെയും കൂടി ചേർത്ത് പ്രാതിനിധ്യ മൂലകങ്ങൾ (representative elements)** അഥവാ **പ്രധാന ഗ്രൂപ്പ് മൂലകങ്ങൾ (main group elements)** എന്ന് വിളിക്കുന്നു. ഓരോ പീരീഡിലെയും ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം $ns^2 np^1$ മുതൽ $ns^2 np^6$ വരെ വ്യത്യാസപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. ns^2np^6 എന്ന പൂർത്തീകരിച്ച ബാഹ്യഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തോട് കൂടിയ ഒരു **ഉൽകൃഷ്ടവാതകമൂലകമാണ്** ഓരോ പീരീഡിന്റെയും അവസാനം വരുന്നത്. ഉൽകൃഷ്ടവാതകങ്ങളുടെ ബാഹ്യതമഷെല്ലിലെ എല്ലാ ഓർബിറ്റലുകളും ഇലക്ട്രോണുകൾ കൊണ്ട് പൂർണമായി നിറഞ്ഞവ ആണ്. അതു കൊണ്ട് തന്നെ ഇലക്ട്രോണുകളെ ചേർത്തോ മാറ്റിയോ ഈ വിന്യാസത്തിന് മാറ്റം വരുത്താൻ ബുദ്ധിമുട്ടാണ്. ആയതിനാൽ ഉൽകൃഷ്ടവാതകങ്ങൾ വളരെ കുറഞ്ഞ ക്രിയാശീലം പ്രകടിപ്പിക്കുന്നു. ഉൽകൃഷ്ടവാതകകുടുംബത്തിന് മുൻപെയുള്ള രണ്ട് അലോഹഗ്രൂപ്പുകൾ രാസപരമായി വളരെയേറെ പ്രാധാന്യമുള്ളവയാണ്. **ഹാലൊജനുകളും** (ഗ്രൂപ്പ് 17) **ചാൽക്കോജനുകളു** (ഗ്രൂപ്പ് 16) മാണ് അവ. ഈ രണ്ട് ഗ്രൂപ്പിലെ മൂലകങ്ങളെല്ലാം തന്നെ വളരെ ഉയർന്ന നെഗറ്റീവ് ഇലക്ട്രോൺ ആർജിതഎൻഥാൽപിയുള്ളവയായതിനാൽ (electron gain enthalpy) വളരെ എളുപ്പത്തിൽ ഉൽകൃഷ്ടവാതകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസം ലഭിക്കുന്നതിന് വേണ്ടി യഥാക്രമം ഒന്നോ രണ്ടോ ഇലക്ട്രോണുകളെ സ്വീകരിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. ഒരു പീരീഡിൽ ഇടത്ത് നിന്നും വലത്തോട്ട് പോകുന്തോറും അലോഹസ്വഭാവം കൂടുന്നു. എന്നാൽ ഒരു ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്നും താഴേക്ക് വരുമ്പോൾ ലോഹീയസ്വഭാവം കൂടുന്നു.

3.6.3 *d* - ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ (സംക്രമണ മൂലകങ്ങൾ)

ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ മധ്യഭാഗത്തുള്ള 3 മുതൽ 12 വരെയുള്ള ഗ്രൂപ്പുകളിലെ മൂലകങ്ങളാണിവ. ഉള്ളിലുള്ള d ഓർബിറ്റലിൽ ഇലക്ട്രോൺപൂരണം നടക്കുന്നു

എന്നുള്ളത് ഇവയുടെ പ്രത്യേകതയാണ്. ആയതിനാൽ ഇവയെ **d ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ** എന്ന് വിളിക്കുന്നു. ഈ മൂലകങ്ങൾക്ക് പൊതുവായ $(n-1)d^{1-10}ns^{0-2}$ എന്ന ബാഹ്യ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസമാണുള്ളത്. ഇവയെല്ലാം തന്നെ ലോഹങ്ങളാണ്. മിക്കവാറും ഇവയെല്ലാം തന്നെ നിറമുള്ള അയോണുകൾ ഉണ്ടാക്കുന്നു. ഇവ വിവിധ സംയോജകത (variable valence) (ഓക്സീകരണാവസ്ഥ) പ്രദർശിപ്പിക്കുന്നു. ഇവ അനുകാന്തികങ്ങളും (paramagnetic) മിക്കവാറും ഉൽപ്രേരകങ്ങളായി ഉപയോഗിക്കപ്പെടുന്നവയും ആണ്. എന്നിരുന്നാലും $(n-1)d^{10}ns^2$ എന്ന ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസമുള്ള Zn, Cd, Hg എന്നിവ സംക്രമണ മൂലകങ്ങളുടെ മിക്കവാറുമുള്ള ഗുണധർമങ്ങൾ പ്രദർശിപ്പിക്കുന്നില്ല. യഥാർഥത്തിൽ d ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ രാസപരമായി ക്രിയാശീലം കൂടിയ ലോഹങ്ങളായ s ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾക്കും ഗ്രൂപ്പ് 13 ലെയും 14 ലെയും ക്രിയാശീലം കുറഞ്ഞ മൂലകങ്ങൾക്കും ഇടയിലുള്ള ഒരു പാലമായി വർത്തിക്കുന്നു. അതുകൊണ്ട് അവയ്ക്ക് **സംക്രമണമൂലകങ്ങൾ (transition elements)** എന്ന പേര് ലഭിച്ചിരിക്കുന്നു.

3.6.4 *f* - ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ (അന്തഃസംക്രമണ മൂലകങ്ങൾ)

ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ താഴെ രണ്ട് നിരകളിലായി ക്രമീകരിച്ചിരിക്കുന്ന **ലാന്തനോയിഡുകളും** [Ce (Z = 58 - Lu (Z= 71)] **ആക്ടിനോയിഡുകളും** [Th (Z =90)- Lr (Z = 103)] പൊതുവായി കാണിക്കുന്ന ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം $(n-2)f^{1-14}(n-1)d^{0-1}ns^2$ എന്നാണ്. ഓരോ മൂലകത്തിലേക്കും അവസാനമായി ചേർക്കപ്പെടുന്ന ഇലക്ട്രോൺ f ഓർബിറ്റലിലാണ് നിറയുന്നത്. ഈ രണ്ട് നിര മൂലകങ്ങളെ അതുകൊണ്ട് **അന്തഃസംക്രമണ മൂലകങ്ങൾ (inner transition elements) (f ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങൾ)** എന്ന് വിളിക്കുന്നു. അവയെല്ലാം തന്നെ ലോഹങ്ങളാണ്. ഓരോ നിരയിലുമുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ സ്വഭാവങ്ങൾ ഏറെക്കുറെ ഒരേ പോലെയാണ്. ആദ്യ ആക്ടിനോയിഡുകൾക്ക് നിരവധി ഓക്സീകരണാവസ്ഥകൾ സാധ്യമായതിനാൽ അവയുടെ രസതന്ത്രം അനുബന്ധ ലാന്തനോയിഡുകളെക്കാൾ സങ്കീർണമാണ്. ആക്ടിനോയിഡുകൾ റേഡിയോ ആക്ടീവ് മൂലകങ്ങൾ ആണ്. മിക്കവാറുമുള്ള ആക്ടിനോയിഡ് മൂലകങ്ങളെ ന്യൂക്ലിയർ രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾ വഴി നാനോഗ്രാം അളവിലോ അതിൽ കുറഞ്ഞ അളവിലോ ആണ് നിർമിക്കുന്നത്. അവയുടെ രസതന്ത്രം പൂർണമായും പഠിച്ചിട്ടില്ല. യുറേനിയത്തിന് ശേഷമുള്ള മൂലകങ്ങളെ **ട്രാൻസ്‌യുറേനിയം മൂലകങ്ങൾ** എന്ന് വിളിക്കുന്നു.

പ്രശ്നം 3.3

അറ്റോമികസംഖ്യ 120 ഉള്ള മൂലകം ഇതുവരെ കണ്ടുപിടിച്ചിട്ടില്ല. ഈ മൂലകത്തെ നിങ്ങൾ ഏത് കുടുംബത്തിൽ/ഗ്രൂപ്പിലാണ് ഉൾപ്പെടുത്തുക. അതിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം എഴുതുക.

ഉത്തരം:

അറ്റോമികസംഖ്യ 120 ഉള്ള മൂലകത്തെ രണ്ടാം ഗ്രൂപ്പിലാണ് ഉൾപ്പെടുത്തുക (ക്ഷാരമൃത്തികാലോഹങ്ങൾ). അതിന് വരാവുന്ന ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം $[Og]8s^2$ എന്നാണ്.

3.6.5 ലോഹങ്ങൾ, അലോഹങ്ങൾ, ഉപലോഹങ്ങൾ:

s, p, d, f എന്ന വർഗീകരണത്തെ കൂടാതെ ചിത്രം 3.3 ൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്നത് പോലെ മൂലകങ്ങൾക്ക് അവയുടെ ഗുണധർമങ്ങളെ അടിസ്ഥാനമാക്കി മറ്റൊരു വിശാല വർഗീകരണം കൂടിയുണ്ട്. മൂലകങ്ങളെ **ലോഹങ്ങളെന്നും അലോഹങ്ങളെന്നും** വിഭജിക്കാൻ കഴിയും. അറിയപ്പെടുന്ന മൂലകങ്ങളിൽ 78%-ൽ അധികവും ലോഹങ്ങളാണ്. അവ **ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ** ഇടതു ഭാഗത്തായി കാണപ്പെടുന്നു. സാധാരണ താപനിലയിൽ പൊതുവെ ലോഹങ്ങളെല്ലാം (മെർക്കുറി ഒഴികെ) ഖരാവസ്ഥയിൽ കാണപ്പെടുന്നു. (ഗാലിയം (303 K), സീഷിയം (302 K) എന്നിവയ്ക്ക് വളരെ താഴ്ന്ന ദ്രവണാങ്കമാണ്). ലോഹങ്ങൾക്ക് പൊതുവെ ഉയർന്ന ദ്രവനിലയും തിളനിലയുമുണ്ട്. അവ താപത്തിന്റെയും വൈദ്യുതിയുടേയും നല്ല ചാലകങ്ങളാണ്. അവ പതനീയതയുള്ളവയും (malleable) (അടിച്ചു പരത്തി തകിടുകളാക്കാൻ കഴിയുന്നവ) തന്യതയുള്ളവയും (ductile) (വലിച്ചു നീട്ടി കമ്പികളാക്കാൻ കഴിയുന്നവ) ആണ്. ഇതിനു വിപരീതമായി അലോഹങ്ങൾ **ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ** വലതുമുകൾ ഭാഗത്തായി കാണപ്പെടുന്നു. യഥാർഥത്തിൽ ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ ഒരു തിരശ്ചീനനിരയിൽ ഇടതു നിന്ന് വലത്തോട്ട് പോകുന്തോറും ലോഹസ്വഭാവമുള്ള മൂലകങ്ങളിൽ നിന്ന് അലോഹസ്വഭാവങ്ങളുള്ള മൂലകങ്ങളായി മാറുന്നു. സാധാരണ താപനിലയിൽ അലോഹങ്ങൾ കുറഞ്ഞ ദ്രവനിലയും തിളനിലയുമുള്ള ഖരങ്ങളോ വാതകങ്ങളോ ആയിരിക്കും. (ബോറോണും കാർബണും ഇതിന് അപവാദങ്ങളാണ്). ഇവ താപത്തിന്റെയും വൈദ്യുതിയുടേയും നല്ല ചാലകങ്ങൾ അല്ല. മിക്കവാറുമുള്ള അലോഹങ്ങൾ പൊട്ടിപ്പോകുന്നവയും, പതനീയതയോ തന്യതയോ ഇല്ലാത്തവയുമാണ്. ഒരു ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക് വരും തോറും മൂലകങ്ങൾ കൂടു

ന്നൽ ലോഹസ്വഭാവമുള്ളവയായി മാറുന്നു. **ആവർത്തനപ്പട്ടികയിൽ** കുറുകെ ഇടത്തു നിന്ന് വലത്തേക്ക് പോകുന്തോറും അലോഹസ്വഭാവം കൂടുന്നു. ലോഹസ്വഭാവത്തിൽ നിന്ന് അലോഹ സ്വഭാവത്തിലേക്കുള്ള മാറ്റം ചിത്രം 3.3 ൽ കനമുള്ള സിഗ് - സാഗ് വര കൊണ്ട് കാണിച്ചിരിക്കുന്നത് പോലെ വളരെ പെട്ടെന്നു സംഭവിക്കുന്നതല്ല. ഈ രേഖയുടെ അതിർത്തിയിൽ **ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ** വികർണസ്ഥാനങ്ങളിൽ ഉള്ള മൂലകങ്ങൾ (സിലിക്കൺ, ജർമേനിയം, ആഴ്സനിക്, ആന്റിമണി, ടെലൂറിയം) ലോഹത്തിന്റെയും അലോഹത്തിന്റെയും സവിശേഷഗുണങ്ങൾ കാണിക്കുന്നു. ഇത്തരം മൂലകങ്ങളെ **അർധലോഹങ്ങൾ (semi metals)** അഥവാ **ഉപലോഹങ്ങൾ (metalloids)** എന്നു വിളിക്കുന്നു.

പ്രശ്നം 3.4

അറ്റോമിക സംഖ്യയുടെയും ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ സ്ഥാനത്തിന്റെയും അടിസ്ഥാനത്തിൽ ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന മൂലകങ്ങളെ അവയുടെ ലോഹസ്വഭാവത്തിന്റെ ആരോഹണക്രമത്തിൽ എഴുതുക. Si, Be, Mg, Na, P.

ഉത്തരം:

ലോഹസ്വഭാവം ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക് വരും തോറും കൂടുകയും പീരീഡിൽ ഇടത്ത് നിന്നും വലത്തേക്ക് പോകുന്തോറും കുറയുകയും ചെയ്യുന്നു. അതുകൊണ്ട് ലോഹസ്വഭാവത്തിന്റെ ആരോഹണക്രമം P< Si < Be<Mg < Na.

3.7 മൂലകങ്ങളുടെ ഗുണധർമങ്ങളിലുള്ള ആവർത്തനപ്രവണതകൾ:

ആവർത്തനപ്പട്ടികയിൽ ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക് വരുമ്പോഴും പീരീഡിൽ ഇടത്തു നിന്ന് വലത്തേക്ക് പോകുമ്പോഴും മൂലകങ്ങളുടെ രാസപരവും ഭൗതികവുമായ ഗുണങ്ങളിൽ പ്രകടമായ ഒന്നിലധികം ക്രമങ്ങൾ ഉണ്ട്. ഉദാഹരണമായി ഒരു പീരീഡിൽ മൂലകങ്ങളുടെ രാസക്രിയാശീലത ഒന്നാം ഗ്രൂപ്പ് ലോഹമൂലകങ്ങളിൽ ഉയർന്നതും ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ മധ്യഭാഗത്തേക്ക് വരുന്തോറും കുറയുകയും പിന്നീട് ഉയർന്ന് പതിനേഴാം ഗ്രൂപ്പ് അലോഹങ്ങളിൽ ഉച്ചനിലയിലെത്തുകയും ചെയ്യുന്നു. ഇതുപോലെ പ്രാതിനിധ്യ ലോഹമൂലകങ്ങളുടെ ഗ്രൂപ്പിൽ (ഉദാഹരണത്തിന് ആൽക്കലി ലോഹങ്ങൾ) മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക് വരുന്തോറും ക്രിയാശീലത കൂടുന്നു. എന്നാൽ അലോഹഗ്രൂപ്പിൽ (ഉദാഹരണത്തിന് ഹാലൊജനുകളിൽ) മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക് വരുമ്പോൾ ക്രിയാശീലത കുറയുന്നു. പക്ഷേ എന്തു കൊണ്ടാണ് മൂലകങ്ങളുടെ ഗുണങ്ങൾ ഈ പ്രവണത പിൻതുടരുന്നത്? അതു പോലെ നമുക്ക് എങ്ങനെ ഈ ക്രമാവർത്തനങ്ങൾ വിശദീകരിക്കുവാൻ കഴിയും? ഈ ചോദ്യങ്ങൾക്ക് ഉത്തരം നൽകുന്നതിനായി ആറ്റത്തിന്റെ ഘടനയെക്കുറിച്ചുള്ള സിദ്ധാന്തങ്ങളും ആറ്റത്തിന്റെ സ്വഭാവങ്ങളും നമുക്ക് നോക്കേണ്ടതുണ്ട്. ഈ ഭാഗത്തിൽ രാസപരവും ഭൗതികവുമായ ചില ഗുണങ്ങളുടെ ക്രമാവർത്തനങ്ങളെക്കുറിച്ച് ചർച്ച ചെയ്യുകയും അവയെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണത്തിന്റെയും ഊർജനിലകളുടെയും അടിസ്ഥാനത്തിൽ വിശദീകരിക്കാൻ ശ്രമിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു.

3.7.1 ഭൗതികസ്വഭാവങ്ങളിലുള്ള ക്രമാവർത്തനങ്ങൾ.

മൂലകങ്ങൾ അവയുടെ ദ്രവണില, തിളനില, ഉരുകൽ താപം, ബാഷ്പീകരണതാപം, അറ്റോമീകരണതാപം തുടങ്ങിയ നിരവധി ഭൗതികസ്വഭാവങ്ങളിൽ ആവർത്തന വ്യതിയാനം കാണിക്കുന്നു. എന്നിരുന്നാലും അറ്റോമിക ആരം, അയോണികആരം, അയോണീകരണ എൻഥാൽപി (ionization enthalpy), ഇലക്ട്രോൺ ആർജിതഎൻഥാൽപി (electrongain enthalpy), വിദ്യുത്ഋണത (electron negativity) തുടങ്ങിയവയിലുള്ള ആവർത്തനപ്രവണതകളെക്കുറിച്ചാണ് നാം ചർച്ച ചെയ്യാൻ പോകുന്നത്.

(a) അറ്റോമികആരം (Atomic radius)

ഒരു ആറ്റത്തിന്റെ വലിപ്പം കണക്കാക്കുന്നത് ഒരു പന്തിന്റെ ആരം അളക്കുന്നതിനേക്കാൾ എത്രയോ സങ്കീർണമാണ് എന്ന് നിങ്ങൾക്ക് സങ്കൽപ്പിക്കുവാൻ കഴിയും. അത് എന്ത് കൊണ്ടാണെന്ന് അറിയാമോ? ഒന്നാമത് ഒരു ആറ്റത്തിന്റെ വലിപ്പം തീരെ ചെറുതാണ് (~ 1.2 A° i.e., 1.2×10^{-10} m). രണ്ടാമതായി ആറ്റത്തിന് ചുറ്റുമുള്ള ഇലക്ട്രോൺ പടലത്തിന് ഒരു നിശ്ചിത അതിർത്തി ഇല്ലാത്തതിനാൽ ആറ്റത്തിന്റെ വലിപ്പ നിർണയം അത്ര കൃത്യമായിരിക്കുകയുമില്ല. മറ്റൊരർഥത്തിൽ പറഞ്ഞാൽ ഒരു ആറ്റത്തിന്റെ വലിപ്പം അളക്കുന്നതിന് യാതൊരു പ്രായോഗിക മാർഗവും നിലവിലില്ല എന്നതാണ്. എന്നാലും ഒരു ആറ്റത്തിന്റെ വലിപ്പം അളക്കുന്നതിനായി സംയുക്താവസ്ഥയിലുള്ള ആറ്റങ്ങളുടെ ഇടയിലുള്ള അകലം അറിഞ്ഞാൽ മതിയാകും. ഒരു അലോഹ ആറ്റത്തിന്റെ വലിപ്പം കണക്കാക്കുന്നതിനുള്ള പ്രായോഗികമാർഗം എന്നു പറയുന്നത് ഇത്തരം ആറ്റങ്ങൾ ചേർന്നുണ്ടാകുന്ന സഹസംയോജക തന്മാത്രയിലെ ഏകബന്ധനത്തിൽ ഏർപ്പെട്ടിരിക്കുന്ന രണ്ട് ആറ്റങ്ങൾക്കിടയിലുള്ള അകലം അളക്കുക എന്നുള്ളതാണ്.

ഈ വിലയിൽ നിന്ന് അവയുടെ **സഹസംയോജക ആരം** കണ്ടെത്താവുന്നതാണ്. ഉദാഹരണമായി ക്ലോറിൻ തന്മാത്രയുടെ ബന്ധനദൈർഘ്യം 198pm ആണ്. ഇതിന്റെ പകുതി ദൈർഘ്യത്തെ (99pm) ക്ലോറിൻ ആറ്റത്തിന്റെ അറ്റോമിക ആരമായി എടുക്കാവുന്നതാണ്. എന്നാൽ ലോഹആറ്റങ്ങളുടെ വലിപ്പം സൂചിപ്പിക്കുവാൻ **ലോഹീയആരമാണ് (metallic radius)** ഉപയോഗിക്കുന്നത്. ഇത് ഒരു ലോഹപരലിലെ ലോഹകോറുകളുടെ ന്യൂക്ലിയസുകൾക്കിടയിലുള്ള അകലത്തിന്റെ പകുതിയാണ്. ഉദാഹരണമായി കോപ്പർക്രിസ്റ്റലിലെ അടുത്തടുത്ത രണ്ട് കോപ്പർ ആറ്റങ്ങൾക്കിടയിലുള്ള അകലം 256pm ആണ്. അതുകൊണ്ട് കോപ്പറിന്റെ ലോഹീയ ആരം 128pm ആയി എടുത്തിരിക്കുന്നു. സൗകര്യത്തിനു വേണ്ടി ഈ പുസ്തകത്തിൽ ലോഹ ആറ്റങ്ങളുടെ ലോഹീയ ആരത്തിനും അലോഹ ആറ്റങ്ങളുടെ സഹസംയോജകആരത്തിനും പകരമായി **അറ്റോമിക ആരം** എന്ന പദമാണ് ഉപയോഗിച്ചിരിക്കുന്നത്. X - റേ അല്ലെങ്കിൽ മറ്റ് സ്പെക്ട്രോസ്കോപ്പിക് മാർഗങ്ങൾ ഉപയോഗിച്ച് അറ്റോമികആരം അളക്കാവുന്നതാണ്.

ചില മൂലകങ്ങളുടെ അറ്റോമികആരം പട്ടിക 3.6 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. ഇവിടെ രണ്ട് പ്രവണതകൾ വ്യക്തമാണ്. ഈ പ്രവണതകളെ നമുക്ക് ന്യൂക്ലിയർ ചാർജിന്റെയും ഊർജനിലകളുടെയും അടിസ്ഥാനത്തിൽ വിശദീകരിക്കാം. രണ്ടാം പീരീഡ്മൂലകങ്ങളുടെ അറ്റോമിക വലിപ്പം സാധാരണയായി പട്ടിക 3.4 (a) യിൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്നത് പോലെ ഒരു പീരീഡിൽ കുറഞ്ഞു വരുന്നു. ഒരു പീരീഡിൽ ഇടത്തു നിന്ന് വലത്തോട്ട് പോകുന്തോറും ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോണുകൾ ഒരേ ബാഹ്യതമ ഷെല്ലിലാണ് ചേർക്കപ്പെടുന്നത്. എന്നാൽ സഫല ന്യൂക്ലിയർചാർജ് (effective nuclear charge) അറ്റോമിക സംഖ്യ കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് കൂടുന്നു. ഈ ഉയർന്ന ന്യൂക്ലിയർചാർജ് ഇലക്ട്രോണുകളെ ന്യൂക്ലിയസിലേക്ക് കൂടുതലായി ആകർഷിക്കുന്നു. തൽഫലമായി അറ്റോമികവലിപ്പം കുറയുന്നു. **ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ** ഒരു കുടുംബത്തിൽ അഥവാ ലംബമായനിരയിൽ അറ്റോമിക ആരം അറ്റോമികസംഖ്യ കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് ക്രമമായി കൂടി വരുന്നു. പട്ടിക 3.4 (b) ശ്രദ്ധിക്കുക. ക്ഷാര മൂലകങ്ങൾക്കും ഹാലൊജനുകൾക്കും ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക് വരുംതോറും പ്രിൻസിപ്പൽ ക്വാണ്ടം സംഖ്യ കൂടുന്നു. തൽഫലമായി ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോണുകൾ ന്യൂക്ലിയസിൽ നിന്ന് കൂടുതൽ അകലുന്നു. ഇലക്ട്രോണുകൾ കൊണ്ട് നിറഞ്ഞ ഉള്ളിലുള്ള ഊർജനിലകൾ ബാഹ്യഇലക്ട്രോണുകളെ ന്യൂക്ലിയസിന്റെ ആകർഷണത്തിൽ നിന്ന് തടയുന്ന ഒരു മറ പോലെ പ്രവർത്തിക്കുന്നതു കൊണ്ടാണ് ഇങ്ങനെ സംഭവിക്കുന്നത്. തൽഫലമായി അറ്റോമികആരത്തിന്റെ വിലകൾ സൂചിപ്പിക്കുന്നതുപോലെ ആറ്റോമികവലിപ്പം കൂടുന്നു.

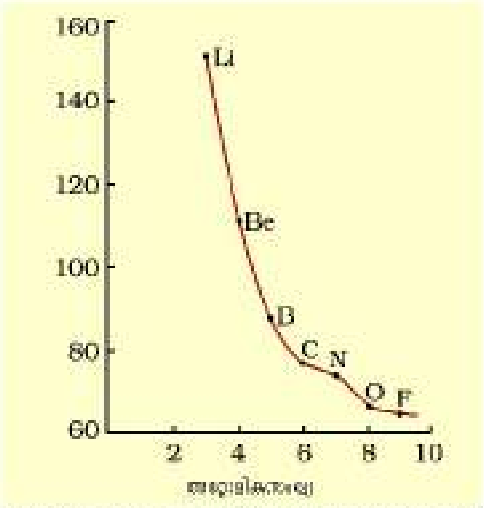
ഉത്കൃഷ്ടവാതകങ്ങളുടെ അറ്റോമികആരം ഇവിടെ പരിഗണിച്ചിട്ടില്ല എന്നുള്ളത് ശ്രദ്ധിക്കുക. ഏക ആറ്റോമികങ്ങളായതിനാൽ അവയുടെ ബന്ധനരഹിത ആരങ്ങളുടെ മൂല്യങ്ങൾ വളരെ വലുതാണ്. യഥാർഥത്തിൽ ഉത്കൃഷ്ടവാതകങ്ങളുടെ ആരങ്ങൾ മറ്റു മൂലകങ്ങളുടെ സഹസംയോജക ആരങ്ങളുമായല്ല മറിച്ച് അവയുടെ വാണ്ടർവാൾസ് ആരവുമായി (VanderWaals radius) വേണം താരതമ്യപ്പെടുത്തേണ്ടത്.

പട്ടിക 3.6(a) അറ്റോമികആരം/pm ഒരു പീരീഡിൽ ഉടനീളം

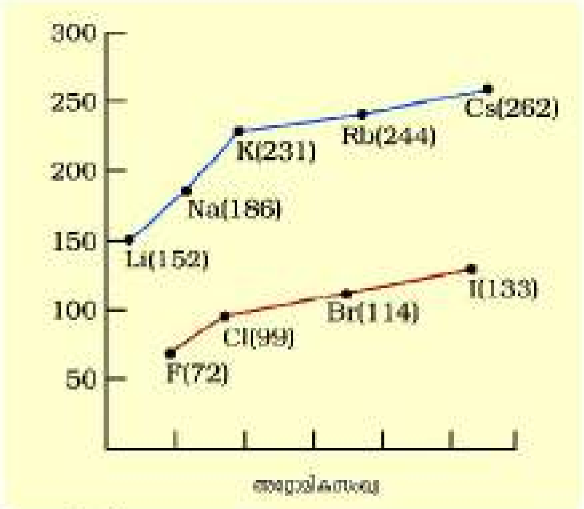
ആറ്റം (പീരീഡ് II)	Li	Be	B	C	N	O	F
അറ്റോമികആരം	152	111	88	77	74	66	64
ആറ്റം (പീരീഡ് III)	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
അറ്റോമികആരം	186	160	143	117	110	104	99

പട്ടിക 3.6(b) അറ്റോമികആരം/pm ഒരു കുടുംബത്തിൽ താഴേക്ക്

ആറ്റം (ഗ്രൂപ്പ് I)	അറ്റോമിക ആരം	ആറ്റം (ഗ്രൂപ്പ് 17)	അറ്റോമിക ആരം
Li	152	F	64
Na	186	Cl	99
K	231	Br	114
Rb	244	I	133
Cs	262	At	140



ചിത്രം 3.4 (a) രണ്ടാം പീരീഡിലെ അറ്റോമികസംഖ്യയ്ക്കനുസരിച്ച് അറ്റോമികആരത്തിലുള്ള വ്യതിയാനം



ചിത്രം 3.4 (b) ക്ഷാരലോഹങ്ങളുടെയും ഹാലൊജനുകളുടെയും അറ്റോമികസംഖ്യയനുസരിച്ചുള്ള അറ്റോമിക ആരത്തിലെ വ്യതിയാനം

(b) അയോണിക ആരം (Ionic radius)

ഒരു ആറ്റത്തിൽ നിന്ന് ഒരു ഇലക്ട്രോൺ നഷ്ടപ്പെട്ടാൽ **കാറ്റയോണും** ആറ്റം ഒരു ഇലക്ട്രോൺ നേടിയാൽ **ആനയോണും** ഉണ്ടാകുന്നു. ഒരു അയോണിക പരലിലെ കാറ്റയോണും ആനയോണും തമ്മിലുള്ള അകലത്തിൽ നിന്ന് അയോണികആരം കണക്കാക്കാം. മൂലകങ്ങളുടെ അയോണികആരങ്ങളിലുള്ള ക്രമവർത്തനങ്ങൾ അറ്റോമിക ആരത്തിന്റേതിന് സമാനമാണ്. ഒരു കാറ്റയോണിന്റെ വലിപ്പം അതിന്റെ മാതൃ ആറ്റത്തെക്കാൾ ചെറുതായിരിക്കും. ന്യൂക്ലിയർചാർജ് സ്ഥിരമായിരിക്കെത്തന്നെ അതിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം കുറയുന്നതാണ് ഇതിന് കാരണം. ഒരു ആനയോണിന്റെ വലിപ്പം അതിന്റെ മാതൃആറ്റത്തിന്റേതിനേക്കാൾ കൂടുതൽ ആയിരിക്കും. ഒന്നോ അതിലധികമോ ഇലക്ട്രോണുകൾ ചേരുമ്പോൾ ഇലക്ട്രോണുകൾ തമ്മിലുള്ള വികർഷണം വർധിക്കുകയും, സഫല ന്യൂക്ലിയർചാർജ് കുറയുകയും ചെയ്യുന്നതാണ് ഇതിന് കാരണം. ഉദാഹരണത്തിന് ഫ്ളൂറൈഡ് ആനയോണിന്റെ ആരം 136pm ആണ്. എന്നാൽ ഫ്ളൂറിൻ ആറ്റത്തിന് ആരം 64pm മാത്രമേ ഉള്ളൂ. Na^+ ന്റെ അയോണിക ആരമായ 95pm-മായി താരതമ്യം ചെയ്യുമ്പോൾ സോഡിയത്തിന്റെ അറ്റോമികആരം 186pm ആണ്.

തുല്യ എണ്ണം ഇലക്ട്രോണുകളുള്ള ആറ്റങ്ങളെയോ അയോണുകളെയോ നാം കാണാറുണ്ട്. അവ **സമ ഇലക്ട്രോണിക സ്പീഷീസ് (isoelectronic species)*** എന്നാണ് അറിയപ്പെടുന്നത്. O^{2-}, F^-, Na^+, Mg^{2+} എന്നിവയ്ക്ക് തുല്യ എണ്ണം (10) ഇലക്ട്രോണുകളാണ് ഉള്ളത്. അവയുടെ ന്യൂക്ലിയർ ചാർജ് വ്യത്യസ്തമായതിനാൽ ആരവും വ്യത്യസ്തമായിരിക്കും. ഉയർന്ന പോസിറ്റീവ് ചാർജുള്ള കാറ്റയോണിന്റെ ആരം ഏറ്റവും കുറവ് ആയിരിക്കും. ഇതിന് കാരണം ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് ന്യൂക്ലിയസിലേക്കുള്ള ഉയർന്ന ആകർഷണബലമാണ്. കൂടിയ നെഗറ്റീവ്ചാർജുള്ള ആനയോണിന്റെ ആരം ഏറ്റവും കൂടുതൽ ആയിരിക്കും. ഇവിടെ, ഇലക്ട്രോണുകൾ തമ്മിലുള്ള ആകെ വികർഷണം ന്യൂക്ലിയസിന്റെ ആകർഷണത്തെക്കാളും മുൻതൂക്കം കൈവരിക്കുന്നതിന്റെ ഫലമായി അയോണിന്റെ വലിപ്പം കൂടുന്നു.

പ്രശ്നം 3.5

താഴെകൊടുത്തിരിക്കുന്നവയിൽ ഏറ്റവും കൂടിയ വലിപ്പമുള്ളവയും ഏറ്റവും കുറഞ്ഞ വലിപ്പമുള്ളവയും ഏത് Mg, Mg^{2+}, Al, Al^{3+}.

ഉത്തരം:

ഒരു പീരീഡിലുടനീളം ഇടത്തു നിന്ന് വലത്തേക്ക് അറ്റോമികആരം കുറയുന്നു. കാറ്റയോണുകൾ അവയുടെ മാതൃ ആറ്റത്തെക്കാൾ ചെറുതാണ്. സമ ഇലക്ട്രോണിക സ്പീഷീസിൽ ന്യൂക്ലിയസിന് ഏറ്റവും ഉയർന്ന പോസിറ്റീവ് ചാർജുള്ളവയ്ക്ക് ആരം ഏറ്റവും കുറവായിരിക്കും. അതുകൊണ്ട് ഏറ്റവും വലിപ്പമുള്ളത് Mg ഉം ഏറ്റവും ചെറുത് Al^{3+} ഉം ആണ്.

(c) അയോണീകരണ എൻഥാൽപി [Ionization enthalpy]

ഒരു മൂലകത്തിന് ഇലക്ട്രോണിനെ നഷ്ടപ്പെടുത്താനുള്ള കഴിവ് അളക്കാനുള്ള ഏകകം ആണ് അയോ

* തുല്യ എണ്ണം ആറ്റങ്ങളും തുല്യ എണ്ണം സംയോജക ഇലക്ട്രോണുകളും ഒരേ ഘടനയുമുള്ള (അന്തർഭവിച്ചിരിക്കുന്ന മൂലകങ്ങളുടെ സ്വഭാവം പരിഗണിക്കാതെ) രാസ അതിലധികമോ സ്പീഷീസ്.

ണീകരണഎൻഥാൽപി. വാതകാവസ്ഥയിൽ നിമ്ന ഊർജനിലയിലുള്ള (ground state) ഒറ്റപ്പെട്ട ഒരു ആറ്റത്തിൽ നിന്ന് {X(g)} ഒരു ഇലക്ട്രോൺ നീക്കം ചെയ്യുന്നതിനാവശ്യമായ ഊർജമാണ് അയോണീകരണ എൻഥാൽപി. സമവാക്യം 3.1 സൂചിപ്പിക്കുന്ന പ്രവർത്തനം നടക്കുമ്പോൾ ഉണ്ടാകുന്ന എൻഥാൽപി വ്യത്യാസമാണ് അയോണീകരണഎൻഥാൽപി.

$$X(g) \rightarrow X^{+}(g) + e^{-} \qquad (3.1)$$

അയോണീകരണഎൻഥാൽപിയുടെ ഏകകം കിലോജൂൾസ് / മോൾ ആണ്. ഒരു ധനചാർജുള്ള അയോണിൽ നിന്ന് ഏറ്റവും കൂടുതൽ അസ്ഥിരതയുള്ള ഇലക്ട്രോണിനെ നീക്കം ചെയ്യാൻ ആവശ്യമായ ഊർജമാണ് രണ്ടാം അയോണീകരണ എൻഥാൽപി. സമവാക്യം 3.2 ൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്ന പ്രവർത്തനത്തിന്റെ എൻഥാൽപി വ്യത്യാസമാണ് രണ്ടാം അയോണീകരണഎൻഥാൽപി.

$$X^{+}(g) \rightarrow X^{2+}(g) + e^{-} \qquad (3.2)$$

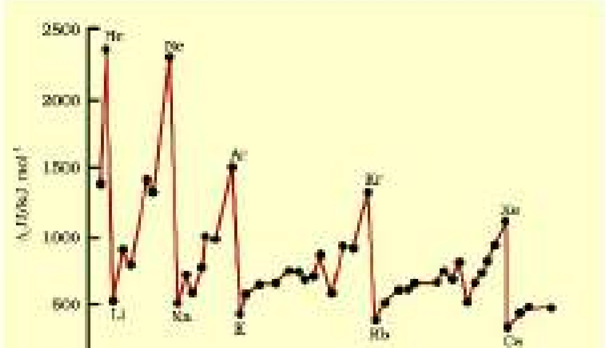
ഒരു ആറ്റത്തിൽ നിന്ന് ഇലക്ട്രോൺ നീക്കംചെയ്യാൻ ഊർജം ആവശ്യമാണ് എന്നുള്ളതു കൊണ്ട് തന്നെ അയോണീകരണ എൻഥാൽപി എപ്പോഴും പോസിറ്റീവ് ആയിരിക്കും. ധനചാർജുള്ള അയോണിൽ നിന്ന് ഇലക്ട്രോൺ നീക്കംചെയ്യുന്നത് നിർവീര്യമായ ഒരു ആറ്റത്തിൽ നിന്ന് നീക്കംചെയ്യുന്നതിനെക്കാൾ കൂടുതൽ പ്രയാസമായതിനാൽ രണ്ടാം അയോണീകരണ എൻഥാൽപി ഒന്നാം അയോണീകരണഎൻഥാൽപിയെക്കാൾ കൂടുതലായിരിക്കും. ഇത്തരത്തിൽ, മൂന്നാം അയോണീകരണഎൻഥാൽപി രണ്ടാം അയോണീകരണഎൻഥാൽപിയെക്കാൾ ഉയർന്നതായിരിക്കും. പ്രത്യേകമായി പരാമർശിച്ചിട്ടില്ലെങ്കിൽ അയോണീകരണ എൻഥാൽപി എന്ന പദത്തെ ഒന്നാം അയോണീകരണ എൻഥാൽപി ആയി കണക്കാക്കുന്നു.

അറ്റോമിക നമ്പർ 60 വരെയുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ ഒന്നാം അയോണീകരണ എൻഥാൽപി ചിത്രം 3.5 ൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്നു. രൂപരേഖയുടെ ക്രമാവർത്തനം തികച്ചും ശ്രദ്ധേയമാണ്. പൂർത്തിയായ ഇലക്ട്രോൺ ഷെല്ലുകളും വളരെ സ്ഥിരതയുള്ള ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസവുമുള്ള ഉൽകൃഷ്ട വാതകങ്ങൾക്കാണ് പരമാവധി മൂല്യങ്ങൾ കാണാൻ കഴിയുക. അതുപോലെ, ഏറ്റവും കുറവ് ആൽക്കലി ലോഹങ്ങൾക്കുമാണ്. അവയുടെ കുറഞ്ഞ അയോണീകരണ എൻഥാൽപി അവയുടെ ഉയർന്ന ക്രിയാശീലതയുമായി ബന്ധപ്പെടുത്താവുന്നതാണ്. ഇതുകൂടാതെ, അയോണീകരണഎൻഥാൽപിയിൽ രണ്ട് പ്രവണതകൾ കാണാവുന്നതാണ്. ഒരു പീരീഡിൽ ഇടത്ത് നിന്ന് വലത്തോട്ട് പോകുന്തോറും ഒന്നാം അയോണീകരണഎൻഥാൽപി കൂടുകയും ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക് പോകുംതോറും കുറയുകയും ചെയ്യുന്നു. ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ രണ്ടാം പീരീഡിലെയും ഒന്നാം ഗ്രൂപ്പിലെയും മൂലകങ്ങളുടെ ഈ പ്രവണതകൾ യഥാക്രമം ചിത്രം3.6 (a) യിലും 3.6 (b) യിലും കാണിച്ചിരിക്കുന്നു. അയോണീകരണഊർജവും അറ്റോമികആരവും പരസ്പര ബന്ധമുള്ള ഗുണങ്ങളാണെന്ന് നിങ്ങൾ തിരിച്ചറിഞ്ഞിട്ടുണ്ട്. ഈ പ്രവണത മനസിലാക്കുന്നതിന് രണ്ട് ഘടകങ്ങൾ പരിഗണിക്കേണ്ടതാണ്.

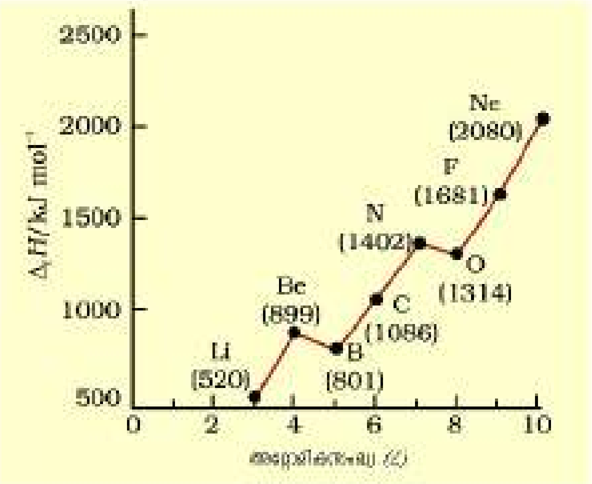
i) ന്യൂക്ലിയസിലേക്കുള്ള ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ആകർഷണം

ii) ഇലക്ട്രോണുകൾ തമ്മിലുള്ള വികർഷണം

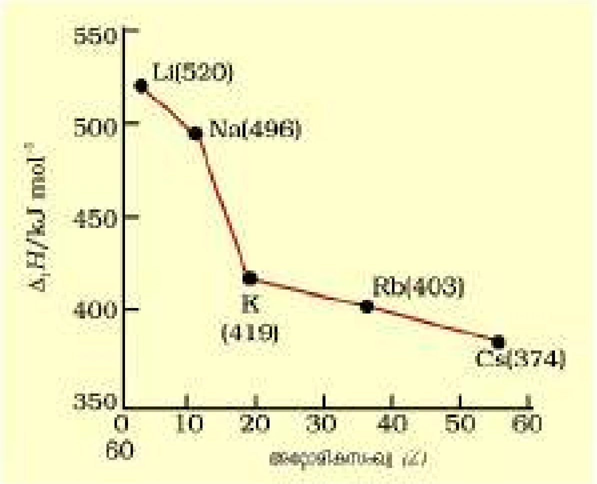
ഒരു ആറ്റത്തിലെ ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോണിന് അനുഭവപ്പെടുന്ന സഫല ന്യൂക്ലിയർ ചാർജ് (effective nuclear charge) യഥാർഥ ന്യൂക്ലിയർ ചാർജിനെക്കാൾ കുറവാണ്. ബാഹ്യതമഷെല്ലിനും ന്യൂക്ലിയസിനും ഇടയിലുള്ള ഇലക്ട്രോണുകൾ (കോർ ഇലക്ട്രോണുകൾ) ബാഹ്യതമ ഷെല്ലിലുള്ള ഇലക്ട്രോണുകളെ ന്യൂക്ലിയസിൽ നിന്ന് ഒരു **കവചം പോലെ മറയ്ക്കുന്ന**തിനാലാണ് ഇത് സംഭവിക്കുന്നത്. ഇതിനെ പരിരക്ഷണപ്രഭാവം (shielding effect) അല്ലെങ്കിൽ കവച പ്രഭാവം (screening effect) എന്നു പറയുന്നു. ഉദാഹരണത്തിന്, ലിഥിയത്തിലെ 2s ഇലക്ട്രോണുകളെ ഉള്ളിലുള്ള 1s ഇലക്ട്രോണുകൾ ന്യൂക്ലിയസിൽ നിന്ന് മറയ്ക്കുന്നു. അതുകൊണ്ട് ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോണുകൾ അനുഭവിക്കുന്ന സഫല പോസിറ്റീവ് ചാർജ് യഥാർഥത്തിലുള്ള +3 ചാർജിനെക്കാൾ കുറവായിരിക്കും. പൊതുവെ ഉള്ളിലുള്ള ഓർബിറ്റലുകൾ പൂർണമായും നിറഞ്ഞതാണെങ്കിൽ **മറയ്ക്കൽ (screening)** കൂടുതൽ ശക്തിയുള്ളതായിരിക്കും. ഉൽകൃഷ്ടവാതക വിന്യാസത്തിന് ശേഷം ഒരു ബാഹ്യ



ചിത്രം 3.5 Z = 1 മുതൽ 60 വരെയുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ അറ്റോമിക സംഖ്യയ്ക്കനുസരിച്ചുള്ള അയോണീകരണ എൻഥാൽപിയിലുള്ള ($\Delta_i H$) വ്യതിയാനങ്ങൾ



3.6 (a)



3.6 (b)

ചിത്രം 3.6(a) രണ്ടാം പീരിയഡ് മൂലകങ്ങളുടെ ഒന്നാം അയോണീകരണഎൻഥാൽപി ($\Delta_i H$) അവയുടെ അറ്റോമികസംഖ്യ (Z) യുമായി ബന്ധിപ്പിച്ച് **(b)** ആൽക്കലി ലോഹങ്ങളുടെ $\Delta_i H$ അവയുടെ Z യുമായി ബന്ധിപ്പിച്ച്.

തമ ns ഇലക്ട്രോൺ മാത്രമുള്ള ആൽക്കലി ലോഹങ്ങളുടെ കാര്യത്തിൽ ഇത് സംഭവിക്കുന്നു.

രണ്ടാം പീരീഡിൽ ലിഥിയത്തിൽ നിന്ന് ഫ്ളൂറിനിലേക്ക് പോകുന്തോറും തുടർച്ചയായ ഇലക്ട്രോണുകൾ ഒരേ മുഖ്യ ക്വാണ്ടംസംഖ്യ ഉള്ള ഓർബിറ്റലിലേക്കാണ് ചേർക്കപ്പെടുന്നത്. ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോണുകളും ന്യൂക്ലിയസ്സും തമ്മിലുള്ള കൂടിയ ആകർഷണ ബലത്തെ പരിഹരിക്കത്തക്കവിധം ഉള്ളിലെ ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് ന്യൂക്ലിയസിന്റെ ചാർജിൽ നിന്ന് ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോണുകളെ മറയ്ക്കാൻ സാധിക്കുന്നില്ല. അപ്രകാരം ഒരു പീരീഡിലുടനീളം ന്യൂക്ലിയർ പരിരക്ഷണ ചാർജിന്റെ വർധനവ്, ഷീൽഡിംഗ് പ്രഭാവത്തേക്കാൾ മുൻതൂക്കം കൈവരിക്കുന്നു. തൽഫലമായി, ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോണുകൾ കൂടുതൽ ശക്തിയോടെ ആകർഷിക്കപ്പെടുകയും അയോണീകരണ എൻഥാൽപി പീരീഡിൽ കൂടുകയും ചെയ്യുന്നു. ഒരു ഗ്രൂപ്പിൽ താഴേക്ക് വരും തോറും ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോണുകൾ ന്യൂക്ലിയസിൽ നിന്ന് വളരെ അകലത്തിലാകുന്നു. അതിനാൽ ഉള്ളിലുള്ള ഇലക്ട്രോണുകൾ ന്യൂക്ലിയർ ചാർജിനെ കൂടുതലായി മറയ്ക്കുന്നു. ഇവിടെ കൂടുന്ന ന്യൂക്ലിയർ ചാർജിനെ, ഇലക്ട്രോണുകളുടെ വർധിതമായ പരിരക്ഷണപ്രഭാവം മുൻതൂക്കം കൈവരിക്കുന്നതിനാൽ ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോണിനെ പുറത്താക്കുന്നതിന് കുറഞ്ഞ ഊർജം മതിയാകും.

ബോറോണിന്റെ (Z = 5) ന്യൂക്ലിയസിന്റെ ചാർജ് ബെറിലിയം (Z = 4) ത്തിന്റേതിനേക്കാൾ കൂടുതലാണെങ്കിലും അതിന്റെ അയോണീകരണ എൻഥാൽപി ബെറിലിയത്തിന്റേതിനേക്കാൾ കുറവാണെന്ന് ചിത്രം 3.6 (a) ൽ നിന്ന് വ്യക്തമാണ്. ഒരേ മുഖ്യ ക്വാണ്ടം നിലയിലെ s ഇലക്ട്രോണുകൾ p ഇലക്ട്രോണുകളെക്കാൾ കൂടുതലായി ന്യൂക്ലിയസിലേക്ക് ആകർഷിക്കപ്പെടുന്നു. ബെറിലിയത്തിൽ അയോണീകരണം നടക്കുമ്പോൾ നീക്കം ചെയ്യപ്പെടുന്നത് s ഇലക്ട്രോൺ ആണെങ്കിൽ ബോറോണിൽ അത് p ഇലക്ട്രോണാണ്. ഒരു 2s ഇലക്ട്രോണിന്റെ ന്യൂക്ലിയസിലേക്കുള്ള അന്തർഗമനശക്തി (penetrating power) 2p ഇലക്ട്രോണിനേക്കാൾ കൂടുതലായതിനാൽ, ബോറോണിലെ 2p ഇലക്ട്രോണുകൾ ബെറിലിയത്തിലെ 2s ഇലക്ട്രോണുകളെക്കാൾ, ഉള്ളിലുള്ള ഇലക്ട്രോണുകൾ കൊണ്ട് കൂടുതലായി ന്യൂക്ലിയസിൽ നിന്ന് തടയപ്പെടുന്നു. അതുകൊണ്ട്, ബോറോണിലെ 2p ഇലക്ട്രോണിനെ നീക്കം ചെയ്യാൻ ബെറിലിയത്തിലെ 2s ഇലക്ട്രോണുകളെക്കാൾ എളുപ്പമാണ്. അങ്ങനെ ബോറോണിന്റെ ഒന്നാം അയോണീകരണ എൻഥാൽപി ബെറിലിയത്തേക്കാൾ കുറവായിരിക്കും. ഓക്സിജന്റെ ഒന്നാം അയോണീകരണ എൻഥാൽപി നൈട്രജനേക്കാൾ കുറഞ്ഞിരിക്കുന്നത് മറ്റൊരു അസ്വാഭാവികതയാണ്. ഇതുണ്ടാകാനുള്ള കാരണം നൈട്രജൻ ആറ്റത്തിൽ മൂന്ന് 2p ഇലക്ട്രോണുകൾ വ്യത്യസ്ത അറ്റോമിക ഓർബിറ്റലുകളിൽ സ്ഥിതി ചെയ്യുന്നു എന്നുള്ളതാണ് (ഹുണ്ട്സ് നിയമം). എന്നാൽ ഓക്സിജൻ ആറ്റത്തിൽ നാല് 2p ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉള്ളതിൽ രണ്ടെണ്ണം ഒരേ 2p ഓർബിറ്റലിൽ സ്ഥിതി ചെയ്യേണ്ടതായി വരുന്നു. ഇത് വർധിച്ച ഇലക്ട്രോൺ - ഇലക്ട്രോൺ വികർഷണത്തിന് കാരണമാകുന്നു. തൽഫലമായി ഓക്സിജൻ ആറ്റത്തിൽ നിന്ന് നാലാമത്തെ 2p ഇലക്ട്രോണിനെ പുറത്താക്കുന്നത് നൈട്രജനിലെ മൂന്നാമത്തെ 2p ഇലക്ട്രോണുകളിലൊന്നിനെ പുറത്താക്കുന്നതിനേക്കാൾ എളുപ്പമാണ്.

പ്രശ്നം 3.6

മൂന്നാം പീരീഡ് മൂലകങ്ങളായ Na, Mg, Si, എന്നിവയുടെ ഒന്നാം അയോണീകരണഎൻഥാൽപി ($\Delta_i H$) യഥാക്രമം 496, 737, 786 കിലോജൂൾസ്/മോൾ വീതമാണ്. അലൂമിനിയത്തിന്റെ ഒന്നാം അയോണീകരണ ഊർജം ($\Delta_i H$) 575 കിലോജൂൾസ്/മോളിനോടാണോ 760 കിലോജൂൾസ്/മോളിനോടാണോ കൂടുതൽ അടുത്തിരിക്കുന്നത്. നിങ്ങളുടെ ഉത്തരം ന്യായീകരിക്കുക.

ഉത്തരം:

അത് 575 കിലോജൂൾസ്/മോളിനോടായിരിക്കും കൂടുതൽ അടുത്തിരിക്കുന്നത്. 3p ഇലക്ട്രോണുകളെ ന്യൂക്ലിയസിൽ നിന്ന് 3s ഇലക്ട്രോണുകൾ ശക്തമായി മറയ്ക്കുന്നതിനാൽ അലൂമിനിയത്തിന്റെ അയോണീകരണഎൻഥാൽപി മൂല്യം മഗ്നീഷ്യത്തിന്റേതിനേക്കാൾ കുറവായിരിക്കും.

(d) ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി [electron gained enthalpy]:

ഒരു നിർവീര്യമായ വാതക ആറ്റത്തിലേക്ക് (X) ഒരു ഇലക്ട്രോൺ ചേർത്ത് അതിനെ ഒരു നെഗറ്റീവ് അയോണാക്കി മാറ്റുന്ന പ്രവർത്തനവുമായി ബന്ധപ്പെട്ടുണ്ടാകുന്ന എൻഥാൽപി വ്യതിയാനത്തെ **ഇലക്ട്രോൺ ആർജിതഎൻഥാൽപി** ($\Delta_{eg} H$) എന്ന് വിളിക്കുന്നു. സമവാക്യം 3.3 സൂചിപ്പിക്കുന്നത് പോലെ ഒരു ആറ്റം ഇലക്ട്രോണിനെ ചേർത്ത് ഒരു ആനയോണായി മാറാനുള്ള അനായാസതയെ കാണിക്കുന്ന ഒരു തോതാണ് ഇലക്ട്രോൺ ആർജിതഎൻഥാൽപി.

$$X(g) + e^- \rightarrow X^-(g) \qquad (3.3)$$

ഒരു മൂലകത്തെ സംബന്ധിച്ച്, ഒരു ആറ്റം ഇലക്ട്രോണിനെ ചേർക്കുന്ന പ്രവർത്തനം താപമോചകമോ താപശോഷകമോ ആകാം. മിക്കവാറും മൂലകങ്ങൾക്ക് ഇലക്ട്രോൺ ചേർക്കപ്പെടുമ്പോൾ ഊർജം ഉത്സർജിക്കപ്പെടുകയാണ് ചെയ്യുന്നത്. അതു കൊണ്ട് ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി നെഗറ്റീവ് ആയിരിക്കും. ഉദാഹരണമായി, 17-ാം ഗ്രൂപ്പ് മൂലകങ്ങൾക്ക് (ഹാലൊജനുകൾ) വളരെ കൂടിയ നെഗറ്റീവ് ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപിയാണ് ഉള്ളത്. കാരണം ഒരു ഇലക്ട്രോണിനെ ചേർത്തുകൊണ്ട് അവയ്ക്ക് ഉത്കൃഷ്ട വാതകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം സ്വീകരിക്കാൻ കഴിയുന്നു. ഇതിനു വിപരീതമായി, ഉത്കൃഷ്ട വാതകങ്ങൾക്ക് ഉയർന്ന പോസിറ്റീവ് ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി ആണ് ഉള്ളത്. കാരണം ഇലക്ട്രോൺ പ്രവേശിക്കേണ്ടി വരുന്നത് അടുത്ത ഉയർന്ന ക്വാണ്ടം നിലയിലേക്കാണ്. ഇത് വളരെ അസ്ഥിരമായ ഒരു ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിന് വഴിതെളിക്കുന്നു. ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപിക്ക് ഏറ്റവും ഉയർന്ന നെഗറ്റീവ് വിലകൾ വരുന്നത് ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ വലതു മുകൾ ഭാഗത്ത്, ഉത്കൃഷ്ട വാതകങ്ങൾക്ക് തൊട്ടു മുൻപായിട്ടാണ് എന്നത് ശ്രദ്ധിക്കുമല്ലോ.

ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപിയുടെ വ്യതിയാനങ്ങൾ അയോണീകരണ എൻഥാൽപിയുടേത് പോലെ അത്ര ക്രമമായിട്ടല്ല. പൊതുവെ പറഞ്ഞാൽ, ഒരു പീരീഡിലുടനീളം ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത ഊർജം അറ്റോമിക സംഖ്യ കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് കൂടുതൽ നെഗറ്റീവ് ആകുന്നു. സഫല ന്യൂക്ലിയർ ചാർജ് ഒരു പീരീഡിൽ ഇടത്തുനിന്ന് വലത്തേക്ക് പോകുന്തോറും കൂടുന്നു. അതിനനുസരിച്ച് ഒരു ചെറിയ ആറ്റത്തിലേക്ക് ഇലക്ട്രോണിനെ ചേർക്കാൻ എളുപ്പമാകുന്നു. ചേർക്കപ്പെടുന്ന ഇലക്ട്രോൺ പോസിറ്റീവ് ചാർജുള്ള ന്യൂക്ലിയസിനോട് കൂടുതൽ അടുത്തായതാണ് ഇതിന് കാരണം. എന്നാൽ ഒരു ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്ന് താഴോട്ട് വരുംതോറും ആറ്റത്തിന്റെ വലിപ്പം കൂടുന്നതിനാൽ ചേർക്കപ്പെടുന്ന ഇലക്ട്രോൺ ന്യൂക്ലിയസ്സിൽ നിന്ന് വളരെ അകലെ ആയിരിക്കും. അതു കൊണ്ട് ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്കു വരും തോറും കുറഞ്ഞ നെഗറ്റീവ് മൂല്യമായി മാറുന്നു. ഇതാണ് പൊതുവായ പ്രവണത. (പട്ടിക 3.7). എന്നിരുന്നാലും ഓക്സിജന്റെയും (O) ഫ്ളൂറിന്റെയും (F) നെഗറ്റീവ് ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി തൊട്ടടുത്ത മൂലകങ്ങളിനേക്കാൾ (യഥാക്രമം S, Cl) കുറവാണ്. ഇതിനുകാരണം ഒരു ഇലക്ട്രോൺ ചേർക്കപ്പെടുമ്പോൾ, അത് പ്രവേശിക്കുന്നത് താഴ്ന്ന ക്വാണ്ടം നിലയിലേക്കാണ് (n=2). ഇത് അതേ നിലയിലുള്ള മറ്റ് ഇലക്ട്രോണുകളിൽ നിന്നുള്ള കൂടിയ വികർഷണ ബലത്തിന് കാരണമാകുന്നു. n = 3 എന്ന ക്വാണ്ടം നിലയിലേക്ക് ചേർക്കപ്പെടുന്ന ഇലക്ട്രോൺ (S or Cl) കൂടുതൽ വിസ്തൃതമായ മേഖലയിൽ സ്ഥിതിചെയ്യുന്നത് കൊണ്ട് ഇലക്ട്രോൺ - ഇലക്ട്രോൺ വികർഷണം വളരെ കുറവായിരിക്കും.

പ്രശ്നം 3.7

ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നവയിൽ ഏറ്റവും ഉയർന്ന നെഗറ്റീവ് ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി ഉള്ളത് ഏതിനാണ്? ഏറ്റവും കുറഞ്ഞ നെഗറ്റീവ് ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി ഉള്ളത് ഏതിനാണ്? P, S, Cl, F. നിങ്ങളുടെ ഉത്തരം വിശദീകരിക്കുക.

പട്ടിക3.7 ചില പ്രധാന ഗ്രൂപ്പ് മൂലകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപികൾ* / കിലോ ജൂൾ മോൾ ($kJ\ mol^{-1}$)

ഗ്രൂപ്പ് 1	$\Delta_{eg}H$	ഗ്രൂപ്പ് 16	$\Delta_{eg}H$	ഗ്രൂപ്പ് 17	$\Delta_{eg}H$	ഗ്രൂപ്പ് 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

ഉത്തരം:

ഒരു പീരീഡിൽ ഇടത്തു നിന്ന് വലത്തേക്ക് പോകുന്തോറും ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി സാധാരണയായി കൂടുതൽ നെഗറ്റീവ് ആകുന്നു. ഒരു ഗ്രൂപ്പിൽ താഴേക്ക് വരും തോറും ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപിയുടെ നെഗറ്റീവ് വില കുറയുകയും ചെയ്യുന്നു. എന്നിരുന്നാലും 2p ഓർബിറ്റലിലേക്ക് ഇലക്ട്രോൺ ചേർക്കുമ്പോഴുണ്ടാകുന്ന വികർഷണം വലിപ്പമുള്ള 3p ഓർബിറ്റലിലേക്ക് ഇലക്ട്രോണിനെ ചേർക്കുമ്പോഴുണ്ടാകുന്നതിനേക്കാൾ കൂടുതലാണ്. ആയതിനാൽ കൂടിയ നെഗറ്റീവ് ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി ക്ലോറിനും, കുറഞ്ഞ നെഗറ്റീവ് ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി ഫോസ്ഫറസിനുമാണ്.

(e) ഇലക്ട്രോൺ ഋണത [electronegativity]:

രാസസംയുക്തത്തിലെ ഒരു ആറ്റത്തിന്, പങ്കു വയ്ക്കപ്പെട്ട ഇലക്ട്രോണുകളെ അതിന്റെ സമീപത്തേക്ക് ആകർഷിക്കാനുള്ള കഴിവിന്റെ ഗുണാത്മക തോതാണ് **ഇലക്ട്രോനെഗറ്റിവിറ്റി** അഥവാ **ഇലക്ട്രോൺ ഋണത.** അയോണീകരണ എൻഥാൽപിയേയോ ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപിയേയോ പോലെ അളന്നു കണ്ടുപിടിക്കാൻ കഴിയുന്നതല്ല ഇലക്ട്രോൺ ഋണത എന്നിരുന്നാലും മൂലകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺ ഋണത സൂചിപ്പിക്കുന്നതിനായി പോളിങ് സ്കെയിൽ (Pauling scale), മുള്ളിക്കൻ-ജാഫെ (Mulliken - Jaffe) സ്കെയിൽ, ആൽറെഡ് – റോഷോ (Allred-Rochow) സ്കെയിൽ എന്നിങ്ങനെ ഒന്നിൽ കൂടുതൽ സമ്പ്രദായങ്ങൾ രൂപപ്പെടുത്തിയിട്ടുണ്ട്. പോളിങ് സ്കെയിലാണ് ഏറ്റവും കൂടുതലായി ഉപയോഗിക്കുന്നത്. 1922 ൽ അമേരിക്കൻ ശാസ്ത്രജ്ഞനായ ലീനസ് പോളിങ്, ഇലക്ട്രോണുകളെ ആകർഷിക്കാനുള്ള കഴിവ് ഏറ്റവും കൂടുതലുണ്ട് എന്ന് കരുതുന്ന ഫ്ലൂറിന് 4 എന്ന വില നൽകി. ചില മൂലകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺ ഋണതയുടെ ഏകദേശ മൂല്യങ്ങൾ പട്ടിക 3.8 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. (പട്ടിക 3.8 (a)) (പട്ടിക 3.8 (b))

ഒരു മൂലകത്തിന്റെയും ഇലക്ട്രോൺ ഋണത സ്ഥിരമായ ഒന്നല്ല. ബന്ധിക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്ന ആറ്റങ്ങൾക്കനുസരിച്ച് അതിന് മാറ്റങ്ങൾ ഉണ്ടാകാം. അളക്കാവുന്ന ഒരു ഗുണം അല്ലെങ്കിൽപ്പോലും ആറ്റങ്ങളെ കൂട്ടിച്ചേർത്ത് നിർത്തുന്ന ബലത്തിന്റെ സ്വഭാവം നിർവചിക്കാൻ ഇത് സഹായിക്കുന്നു. അത്തരത്തിലുള്ള ബന്ധങ്ങളെ കുറിച്ച് നിങ്ങൾ പിന്നീട് മനസിലാക്കുന്നുണ്ട്.

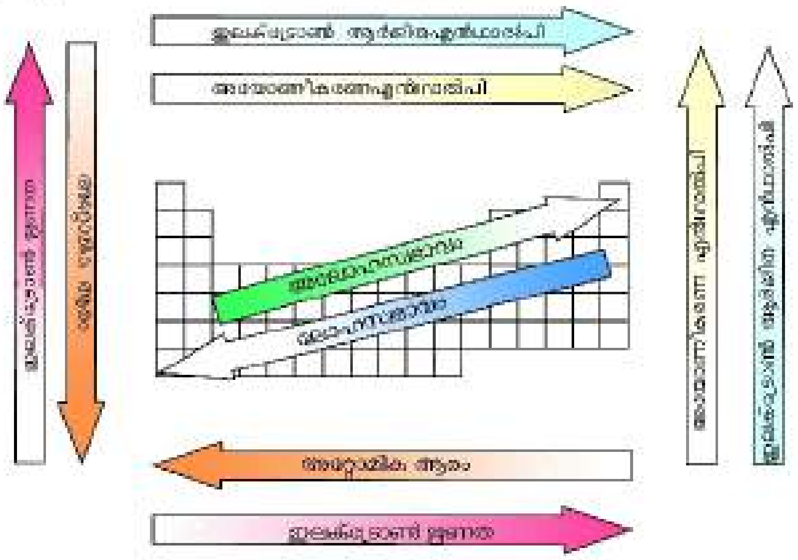
ഇലക്ട്രോൺ ഋണത ആവർത്തനപ്പട്ടികയിൽ ഒരു പീരീഡിൽ ഇടത്തു നിന്ന് വലത്തേക്ക് (ഉദാ : ലിഥിയം മുതൽ ഫ്ലൂറിൻ വരെ) കൂടുകയും, ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്നും താഴേക്ക് (ഉദാ: ഫ്ലൂറിൻ മുതൽ അസ്റ്ററ്റീൻ വരെ) കുറയുകയും ചെയ്യുന്നു. ഈ പ്രവണതയെ എങ്ങനെ വിശദീകരിക്കുവാൻ കഴിയും? പീരീഡിൽ ഇടത്തു നിന്ന് വലത്തേക്ക് പോകുമ്പോൾ കുറയുകയും ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക് വരുമ്പോൾ കൂടുകയും ചെയ്യുന്ന അറ്റോമികആരവുമായി ഇലക്ട്രോൺ ഋണതയെ ബന്ധപ്പെടുത്താൻ കഴിയുമോ ? ഒരു പീരീഡിൽ അറ്റോമികആരം കുറയുന്നതിനനുസരിച്ച് ഏറ്റവും പുറമെയുള്ള (ബാഹ്യതമ) ഇലക്ട്രോണുകളും ന്യൂക്ലിയസും തമ്മിലുള്ള ആകർഷണം കൂടുകയും ഇലക്ട്രോൺ ഋണത വർധിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. അതുപോലെ തന്നെ ഗ്രൂപ്പിൽ

* പല പുസ്തകങ്ങളിലും സമവാക്യം 3.3 ൽ പ്രതിപാദിച്ചിരിക്കുന്ന പ്രക്രിയയുടെ നെഗറ്റീവ് എൻഥാൽപി വ്യതിയാനം, പരിഗണനയിലുള്ള ആറ്റത്തിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ അഫിനിറ്റിയായിട്ടാണ് (A_e) നിർവചിച്ചിരിക്കുന്നത്. ആറ്റത്തിലേക്ക് ഒരു ഇലക്ട്രോൺ കൂട്ടിച്ചേർക്കുമ്പോൾ ഊർജം പുറത്തുവിടുകയാണെങ്കിൽ, ഇലക്ട്രോൺ അഫിനിറ്റി പോസിറ്റീവായിരിക്കും. ഇത് താപഗതികനിയമത്തിന് വിപരീതമാണ്. ഒരു ആറ്റത്തിലേക്ക് ഇലക്ട്രോണിനെ കൂട്ടിച്ചേർക്കാൻ ഊർജം ആവശ്യമാണെങ്കിൽ ഇലക്ട്രോൺ അഫിനിറ്റി നെഗറ്റീവ് ചിഹ്നത്തിലും നൽകും. എന്നിരുന്നാലും ഇലക്ട്രോൺ അഫിനിറ്റി നിർവചിക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്നത് കേവല പൂജ്യത്തിലാകയാൽ, മറ്റേത് താപനിലയിലും (T) ഉൽപ്പന്നങ്ങളുടെയും അഭികാരകങ്ങളുടെയും താപധാരിതകൂടി പരിഗണിക്കേണ്ടതാണ്. $\Delta_{eg}H = -A_e - 5/2\ RT$.

മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക് വരുമ്പോൾ അറ്റോമിക ആരം കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് ഇലക്ട്രോൺ ഋണത കുറയുന്നു. ഈ പ്രവണത അയോണീകരണ ഊർജത്തിന്റേതിന് സമാനമാണ്.

ഇലക്ട്രോൺ ഋണതയും അറ്റോമികആരവും തമ്മിലുള്ള ബന്ധത്തിന്റെ അറിവ് വച്ചുകൊണ്ട് ഇലക്ട്രോൺ ഋണതയും അലോഹസ്വഭാവവും തമ്മിലുള്ള ബന്ധം മനസ്സിലാക്കാൻ കഴിയുമോ? അലോഹ മൂലകങ്ങൾക്ക് ഇലക്ട്രോണുകളെ നേടാൻ ശക്തമായ പ്രവണതയുണ്ട്. അതുകൊണ്ട് ഇലക്ട്രോൺ ഋണത മൂലകങ്ങളുടെ അലോഹസ്വഭാവങ്ങളുമായി നേരിട്ട് ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. കുറച്ചു കൂടി വിശദീകരിച്ചു പറഞ്ഞാൽ ഇലക്ട്രോൺ ഋണത മൂലകങ്ങളുടെ ലോഹസ്വഭാവവുമായി വിപരീതാനുപാതത്തിലാണ്. അതുപ്രകാരം ഒരു പീരിഡിലുടനീളം ഇലക്ട്രോൺ ഋണത കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് മൂലകങ്ങളുടെ അലോഹസ്വഭാവവും കൂടുന്നു (അഥവാ ലോഹസ്വഭാവം കുറയുന്നു). അതുപോലെ തന്നെ, ഒരു ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക്, ഇലക്ട്രോൺ ഋണത കുറയുന്നതിനനുസരിച്ച് മൂലകങ്ങളുടെ അലോഹസ്വഭാവവും കുറയുന്നു (അഥവാ ലോഹസ്വഭാവം കൂടുന്നു).

ഇത്തരത്തിലുള്ള എല്ലാ ക്രമാവർത്തനങ്ങളും ചിത്രം 3.7 ൽ സംഗ്രഹിച്ചിരിക്കുന്നു.



ചിത്രം 3.7 മൂലകങ്ങളുടെ ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ ആവർത്തനപ്രവണതകൾ

പട്ടിക 3.8(a) ഒരു പീരിഡിലെ ഇലക്ട്രോൺ ഋണതാമൂല്യങ്ങൾ (പോളിങ് സ്കെയിലിൽ)

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

പട്ടിക 3.8(b) ഒരു ഗ്രൂപ്പിലെ ഇലക്ട്രോൺ ഋണതാമൂല്യങ്ങൾ (പോളിങ് സ്കെയിലിൽ)

ആറ്റം (ഗ്രൂപ്പ് I)	ഇലക്ട്രോൺ ഋണതാ മൂല്യങ്ങൾ	ആറ്റം (ഗ്രൂപ്പ് 17)	ഇലക്ട്രോൺ ഋണതാ മൂല്യങ്ങൾ
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

3.7.2 രാസ ഗുണങ്ങളിലെ ആവർത്തനപ്രവണതകൾ: (periodic trends in chemical properties)

വികർണബന്ധങ്ങൾ (diagonal relationships), അലസ ജോഡിപ്രഭാവം (inert pair effect), ലാന്തനോയിഡ് സങ്കോചത്തിന്റെ (lanthanoid contraction) സ്വാധീനം എന്നിവ പോലെയുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ രാസഗുണങ്ങളിലെ മിക്കവാറുമുള്ള ക്രമാവർത്തനങ്ങൾ വരുന്ന അധ്യായങ്ങളിൽ ഓരോ ഗ്രൂപ്പിനോടൊപ്പം കൈകാര്യം ചെയ്യുന്നുണ്ട്. മൂലകങ്ങൾ പ്രദർശിപ്പിക്കുന്ന സംയോജകാവസ്ഥയുടെ ക്രമാവർത്തനങ്ങളും രണ്ടാം പീരീഡ് മൂലകങ്ങളുടെ അസംഗത ഗുണങ്ങളെയും (anomalous properties) കുറിച്ചാണ് നമ്മൾ ഈ ഭാഗത്ത് പഠിക്കാൻ പോകുന്നത് (ലിഥിയം മുതൽ ഫ്ളൂറിൻ വരെ).

a) സംയോജകത അഥവാ ഓക്സീകരണാവസ്ഥയിലുള്ള ക്രമാവർത്തനങ്ങൾ (periodicity in valency or oxidation state):

ഒരു മൂലകത്തിന്റെ ഏറ്റവും സവിശേഷമായ ഗുണമാണ് അതിന്റെ സംയോജകത.മൂലകത്തിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ അത് മനസിലാക്കാൻ കഴിയും. പ്രാതിനിധ്യമൂലകങ്ങളുടെ സംയോജകത ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നതുപോലെ സാധാരണയായി (ഉറപ്പായിട്ടല്ലെങ്കിൽ പോലും) ബാഹ്യതമ ഓർബിറ്റലുകളിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണത്തിന് തുല്യമോ അല്ലെങ്കിൽ എട്ടിൽ നിന്ന് ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം കുറയ്ക്കുമ്പോൾ കിട്ടുന്ന സംഖ്യയോ ആയിരിക്കും.

ഇപ്പോൾ സംയോജകതയ്ക്ക് പകരമായി ഓക്സീകരണാവസ്ഥ എന്ന പദമാണ് ഉപയോഗിക്കുന്നത്. ഓക്സിജൻ അടങ്ങുന്ന രണ്ട് സംയുക്തങ്ങൾ എടുക്കാം : OF_2 ഉം Na_2O ഉം. ഈ സംയുക്തങ്ങളിൽ ഉൾപ്പെട്ടിരിക്കുന്ന മൂന്ന് മൂലകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺ ഋണതയിലുള്ള ക്രമം F>O>Na എന്നാണ്. OF_2 എന്ന സംയുക്തത്തിൽ, $2s^22p^5$ ബാഹ്യ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസമുള്ള ഓരോ ഫ്ളൂറിൻ ആറ്റവും ഒരു ഇലക്ട്രോൺ വീതം ഓക്സിജനുമായി പങ്കുവച്ചിരിക്കുന്നു. ഏറ്റവും ഉയർന്ന ഇലക്ട്രോൺ ഋണതയുള്ള മൂലകമായതു കൊണ്ട് ഫ്ളൂറിന് ഓക്സീകരണാവസ്ഥ -1 എന്ന് നൽകിയിരിക്കുന്നു. ഈ സംയുക്തത്തിൽ രണ്ട് ഫ്ളൂറിൻ ആറ്റങ്ങൾ ഉള്ളതു കൊണ്ട് $2s^22p^4$ ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസമുള്ള ഓക്സിജൻ, ഫ്ളൂറിൻ ആറ്റങ്ങളുമായി രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകൾ പങ്ക് വച്ച് +2 ഓക്സീകരണാവസ്ഥ പ്രദർശിപ്പിക്കുന്നു. Na_2O യിൽ ഓക്സിജൻ ഉയർന്ന ഇലക്ട്രോൺ ഋണതയുള്ള മൂലകമായതിനാൽ ഓരോ സോഡിയത്തിൽ നിന്ന് ഓരോ ഇലക്ട്രോൺ വീതം, ആകെ രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകൾ സ്വീകരിച്ച് -2 ഓക്സീകരണാവസ്ഥ കാണിക്കുന്നു. നേരെ മറിച്ച് $3s^1$ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസമുള്ള സോഡിയത്തിന്, ഒരു ഇലക്ട്രോൺ ഓക്സിജന് കൊടുത്തതുകൊണ്ട് +1 ഓക്സീകരണാവസ്ഥ നൽകിയിരിക്കുന്നു. അപ്രകാരം ഒരു പ്രത്യേക സംയുക്തത്തിലെ ഒരു മൂലകത്തിന്റെ ഓക്സീകരണാവസ്ഥ എന്നത് ആ മൂലകത്തിന്റെ ആറ്റം സംയുക്തത്തിലെ മറ്റ് ആറ്റങ്ങളെ അപേക്ഷിച്ച് ഇലക്ട്രോൺ ഋണതയ്ക്കനുസൃതമായി നേടിയ ചാർജ് ആയിരിക്കും.

പ്രശ്നം 3.8

ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന മൂലകജോടികൾ ചേർന്ന് രൂപീകരിക്കാവുന്ന സംയുക്തങ്ങളുടെ തൻമാത്രാവാക്യങ്ങൾ ആവർത്തനപ്പട്ടിക ഉപയോഗിച്ച് പ്രവചിക്കുക.

(a) സിലിക്കൺ, ബ്രോമിൻ
(b) അലുമിനിയം സൾഫർ

ഉത്തരം:

സിലിക്കൺ, സംയോജകത 4 ഉള്ള 14-ാം ഗ്രൂപ്പ് മൂലകവും, ബ്രോമിൻ, സംയോജകത 1 ഉള്ള ഹാലൊജൻ ആറ്റവും ആണ്. അതിനാൽ ഇവ ചേർന്നുണ്ടാകുന്ന സംയുക്തത്തിന്റെ തൻമാത്രാവാക്യം $SiBr_4$ എന്നായിരിക്കും.

സംയോജകത 3 ഉള്ള 13-ാം ഗ്രൂപ്പ് മൂലകമായ അലുമിനിയവും, സംയോജകത 2 ഉള്ള 16-ാം ഗ്രൂപ്പ് ആറ്റമായ സൾഫറും ചേർന്നുണ്ടാകുന്ന സംയുക്തത്തിന്റെ തൻമാത്രാവാക്യം Al_2S_3 എന്നായിരിക്കും.

മൂലകങ്ങളുടെ സംയോജകതയിലുള്ള ക്രമാവർത്തനങ്ങൾ (ഹൈഡ്രൈഡുകളും ഓക്സൈഡുകളും) പട്ടിക 3.9 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. അത്തരത്തിൽ മൂലകങ്ങളുടെ രാസസ്വഭാവങ്ങളിൽ സംഭവിക്കുന്ന മറ്റ് ക്രമാവർത്തനങ്ങൾ ഈ പുസ്തകത്തിന്റെ മറ്റ് ഭാഗങ്ങളിൽ പരാമർശിച്ചിട്ടുണ്ട്.

ഗ്രൂപ്പ്	1	2	13	14	15	16	17	18
സംയോജക ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം	1	2	3	4	5	6	7	8
സംയോജകത	1	2	3	4	3,5	2,6	1,7	0,8

പട്ടിക 3.9 സംയുക്തങ്ങളുടെ വാക്യങ്ങൾ സൂചിപ്പിക്കുന്നതുപോലെ മൂലകങ്ങളുടെ സംയോജകതയിലുള്ള ആവർത്തനപ്രവണതകൾ

ഗ്രൂപ്പ്	1	2	13	14	15	16	17
ഹൈഡ്രൈഡുകളുടെ വാക്യങ്ങൾ	LiH NaH KH	CaH_2	B_2H_6 AlH_3	CH_4 SiH_4 GeH_4 SnH_4	NH_3 PH_3 AsH_3 SbH_3	H_2O H_2S H_2Se H_2Te	HF HCl HBr HI
ഓക്സൈഡുകളുടെ വാക്യങ്ങൾ	Li_2O Na_2O K_2O	MgO CaO SrO BaO	B_2O_3 Al_2O_3 Ga_2O_3 In_2O_3	CO_2 SiO_2 GeO_2 SnO_2 PbO_2	N_2O_3, N_2O_5 P_4O_6, P_4O_{10} As_2O_3, As_2O_5 Sb_2O_3, Sb_2O_5 Bi_2O_3 –	 SO_3 SeO_3 TeO_3 –	– Cl_2O_7 – –

വ്യത്യസ്ത സംയോജകത പുലർത്തുന്ന ഒന്നിലധികം മൂലകങ്ങൾ ഉണ്ട്. ഇത് പ്രത്യേകിച്ചും സംക്രമണമൂലകങ്ങളുടെയും ആക്ടിനോയിഡുകളുടെയും സവിശേഷതയാണ്. അത് നാം പിന്നീട് പഠിക്കും.

3.7.2(b) രണ്ടാം പീരീഡിലെ മൂലകങ്ങളുടെ അസംഗതഗുണങ്ങൾ:

ഒന്നാം ഗ്രൂപ്പിലെയും(ലിഥിയം) രണ്ടാം ഗ്രൂപ്പിലെയും (ബെറിലിയം) 13 മുതൽ 17 വരെയുള്ള ഗ്രൂപ്പുകളിലെയും (ബോറോൺ മുതൽ ഫ്ളൂറിൻ വരെ) ആദ്യ മൂലകങ്ങൾ ഗ്രൂപ്പിലെ മറ്റ് മൂലകങ്ങളിൽ നിന്ന് പല തരത്തിലും വ്യത്യസ്തത കാണിക്കുന്നു. ഉദാഹരണത്തിന് ഒന്നാം ഗ്രൂപ്പിലെ ആദ്യ മൂലകമായ ലിഥിയവും രണ്ടാം ഗ്രൂപ്പിലെ ആദ്യ മൂലകമായ ബെറിലിയവും അവയുടെ ഗ്രൂപ്പിലെ മറ്റ് മൂലകങ്ങളിൽ നിന്ന് വ്യത്യസ്തമായി സഹസംയോജകസംയുക്തങ്ങൾ ഉണ്ടാക്കുന്നു. അതേസമയം ഈ ഗ്രൂപ്പിലെ മറ്റ് മൂലകങ്ങൾ പ്രധാനമായും അയോണിക സംയുക്തങ്ങളാണുണ്ടാക്കുന്നത്. വാസ്തവത്തിൽ ലിഥിയത്തിന്റെയും ബെറിലിയത്തിന്റെയും സ്വഭാവങ്ങൾ യഥാക്രമം അടുത്ത ഗ്രൂപ്പിലെ രണ്ടാമത്തെ മൂലകങ്ങളായ മഗ്നീഷ്യത്തിന്റെയും അലുമിനിയത്തിന്റെയും സ്വഭാവങ്ങളുമായി സാദൃശ്യം കാണിക്കുന്നു. ഈ തരത്തിലുള്ള ക്രമാവർത്തനസാദൃശ്യങ്ങൾ **വികർണബന്ധങ്ങൾ (diagonal relationship)** എന്നറിയപ്പെടുന്നു.

ഗുണധർമങ്ങൾ	മൂലകങ്ങൾ		
ലോഹീയആരം M/pm	**Li**	**Be**	**B**
	152	111	88
	Na	**Mg**	**Al**
	186	160	143
	Li	**Be**	
അയോണികആരം M^{n+}/pm	76	31	
	Na	**Mg**	
	102	72	

s-ബ്ലോക്കിലെയും p- ബ്ലോക്കിലെയും ഒന്നാമത്തെ മൂലകങ്ങൾക്ക് അതേ ഗ്രൂപ്പിലെ മറ്റ് മൂലകങ്ങളെ അപേക്ഷിച്ച് വ്യത്യസ്ത രാസസ്വഭാവങ്ങൾ ഉണ്ടാകാനുള്ള കാരണങ്ങൾ എന്തായിരിക്കും? അവയുടെ താരതമ്യേനയുള്ള വലിപ്പക്കുറവും കൂടിയ ചാർജ് - ആരാനുപാതവും ഉയർന്ന ഇലക്ട്രോൺ ഋണതയുമാണ് ഈ അസംഗത ഗുണങ്ങൾക്ക് കാരണം. കൂടാതെ ഒരു ഗ്രൂപ്പിലെ ആദ്യ മൂലകങ്ങൾക്ക് രാസബന്ധനത്തിൽ ഏർപ്പെടുന്നതിന് നാല് ബാഹ്യതമ ഓർബിറ്റലുകൾ (2s, 2p) മാത്രമേ ഉള്ളൂ. എന്നാൽ, അതേ ഗ്രൂപ്പിലെ രണ്ടാമത്തെ മൂലകത്തിന് ഒൻപത് ബാഹ്യതമ ഓർബിറ്റലുകൾ (3 s, 3 p, 3 d) ഉണ്ട്. തൽഫലമായി ഓരോ ഗ്രൂപ്പിലെയും ആദ്യമൂലകത്തിന് പ്രദർശിപ്പിക്കാവുന്ന പരമാവധി സഹസംയോജകത നാല് ആണ് (ഉദാഹരണത്തിന് ബോറോണിന് $[BF_4]$ മാത്രമേ ഉണ്ടാക്കാൻ കഴിയൂ). എന്നാൽ, ഗ്രൂപ്പിലെ ബാക്കി മൂലകങ്ങൾക്ക് നാല് ജോഡിയിൽ കൂടുതൽ ഇലക്ട്രോണുകളുൾക്കൊള്ളാവുന്ന വിധം അവയുടെ ബാഹ്യതമ ഷെല്ലിനെ വികസിപ്പിക്കാൻ കഴിയും. (ഉദാഹരണത്തിന് അലുമിനിയം $[AlF_6]^{3-}$

എന്ന സംയുക്തം ഉണ്ടാക്കുന്നു). ഇതിനുമുപരിയായി, p ബ്ലോക്കിലെ ആദ്യ അംഗങ്ങൾക്ക് അതേഗ്രൂപ്പിലെ മറ്റു മൂലകങ്ങളെ അപേക്ഷിച്ച് സ്വയമായോ (ഉദാ $C-C$, $C=C$, $N-N$, $N\equiv N$) രണ്ടാം പീരീഡിലെ മറ്റ് മൂലകങ്ങളുമായോ (ഉദാ $C=O$, $C-N$, $C\equiv N$, $N-O$ ബഹുബന്ധനങ്ങൾ ഉണ്ടാക്കുവാനുള്ള കഴിവ് വളരെ കൂടുതലാണ്.

പ്രശ്നം 3.9

$[AlCl(H_2O)_5]^{2+}$ ൽ അലൂമിനിയത്തിന്റെ ഓക്സീകരണാവസ്ഥയും സംയോജകതയും ഒന്നുതന്നെയാണോ?

ഉത്തരം:

അല്ല. ഈ സംയുക്തത്തിൽ അലൂമിനിയത്തിന്റെ ഓക്സീകരണാവസ്ഥ + 3 ഉം സംയോജകത 6 ഉം ആണ്.

3.7.3 ആവർത്തനപ്രവണതകളും രാസക്രിയാശീലവും (periodic trends and chemical reactivity).

അറ്റോമികആരം, അയോണികആരം, അയോണീകരണ എൻഥാൽപി, ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി, സംയോജകത എന്നിവ പോലെയുള്ള അടിസ്ഥാന ഗുണങ്ങളുടെ ക്രമാവർത്തനങ്ങൾ (periodic trends) നാം കണ്ടുകഴിഞ്ഞു. ആവർത്തന ഫലനങ്ങൾ (periodicity) ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസവുമായി ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു എന്ന് ഇപ്പോൾ നമുക്ക് അറിയാം. അതായത്, ഭൗതീകവും രാസപരവുമായ എല്ലാ ഗുണങ്ങളും മൂലകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിന്റെ ബഹിർപ്രകടനങ്ങളാണ്. അങ്ങനെയാണെങ്കിൽ, നമുക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ ഈ അടിസ്ഥാനഗുണങ്ങൾക്ക് അവയുടെ രാസക്രിയാശീലവുമായുള്ള ബന്ധത്തെ കുറിച്ച് പഠിക്കാം.

നമുക്ക് അറിയാവുന്നത് പോലെ അറ്റോമികആരവും അയോണികആരവും സാധാരണയായി ഒരു പീരീഡിൽ ഇടത്തുനിന്ന് വലത്തോട്ട് പോകുന്തോറും കുറയുന്നു. തൽഫലമായി സാധാരണയായി പീരീഡിൽ ഉടനീളം അയോണീകരണ എൻഥാൽപി കൂടുകയും (ഭാഗം 3.7.1 (a) ൽ പ്രതിപാദിച്ചതു പോലെ ചില അപവാദങ്ങൾ ഉണ്ട്), ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി കൂടുതൽ നെഗറ്റീവ് ആകുകയും ചെയ്യുന്നു. മറ്റൊരു തരത്തിൽ പറഞ്ഞാൽ, ഒരു പീരീഡിലെ ഇടത്തേയറ്റം സ്ഥിതി ചെയ്യുന്ന മൂലകത്തിന്റെ അയോണീകരണ എൻഥാൽപി ഏറ്റവും കുറവും വലത്തേ അറ്റത്തുള്ള മൂലകത്തിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി ഏറ്റവും ഉയർന്ന നെഗറ്റീവും ആയിരിക്കും. (കുറിപ്പ്: പൂർണമായും നിറഞ്ഞ ഷെല്ലുകളുള്ള ഉൽകൃഷ്ട വാതകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപിക്ക് താരതമ്യേന പോസിറ്റീവ് മൂല്യങ്ങളാണ്). ഇത് പീരീഡുകളിലെ രണ്ട് അറ്റങ്ങളിലെയും ഉയർന്ന ക്രിയാശീലതയ്ക്കും മധ്യഭാഗത്തെ കുറഞ്ഞ ക്രിയാശീലതയ്ക്കും കാരണമാകുന്നു. അങ്ങനെ, പീരീഡിൽ ഏറ്റവും ഇടത്തേ അറ്റത്തുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ (ക്ഷാരലോഹങ്ങൾ) ഉയർന്ന ക്രിയാശീലത ഇലക്ട്രോൺ നഷ്ടപ്പെട്ട് കാറ്റയോണുകൾ ഉണ്ടാക്കാനുള്ള കഴിവ് കൊണ്ടും വലത്തേ അറ്റത്തുള്ളവയുടേത് (ഹാലൊജനുകൾക്കിടയിൽ) ഇലക്ട്രോണുകളെ സ്വീകരിച്ചു കൊണ്ട് ആനയോണുകൾ ഉണ്ടാക്കാനുള്ള കഴിവ് കൊണ്ടുള്ളതുമാണ്. ഈ ഗുണത്തെ നിങ്ങൾ പഠിക്കാൻ പോകുന്ന നിരോക്സീകരണ ഓക്സീകരണസ്വഭാവങ്ങളുമായി ബന്ധപ്പെടുത്താവുന്നതാണ്. എന്നിരുന്നാലും, ഇവിടെ അതിനെ മൂലകങ്ങളുടെ ലോഹ/അലോഹ സവിശേഷതകളുമായി നേരിട്ട് ബന്ധപ്പെടുത്താവുന്നതാണ്. അങ്ങനെ ഒരു മൂലകത്തിന്റെ ലോഹീയസ്വഭാവം ഏറ്റവും കൂടുതലുള്ളത് ഇടത്തേ അറ്റത്താണ്. വലത്തോട്ട്പോകുന്തോറും അത് കുറയുകയും അലോഹ സ്വഭാവം കൂടുകയും ചെയ്യുന്നു. ഓക്സിജനുമായും ഹാലൊജനുകളുമായും ഒരു മൂലകത്തിനുള്ള രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾ വഴിയാണ് അതിന്റെ രാസക്രിയാശീലത ഏറ്റവും വ്യക്തമായി കാണിച്ചുതരാൻ കഴിയുന്നത്. പക്ഷേ, ഇവിടെ മൂലകങ്ങൾക്ക് ഓക്സിജനുമായുള്ള പ്രവർത്തനങ്ങൾ മാത്രമാണ് പരിഗണിച്ചിരിക്കുന്നത്. ഒരു പീരീഡിൽ രണ്ടറ്റത്തുമുള്ള മൂലകങ്ങൾ ഓക്സിജനുമായി വളരെ വേഗം പ്രവർത്തിച്ച് ഓക്സൈഡുകൾ ഉണ്ടാക്കുന്നു. പീരീഡിൽ ഏറ്റവും ഇടത്തെ അറ്റത്തെ മൂലകം ഉണ്ടാക്കുന്ന സാധാരണ ഓക്സൈഡുകൾ ഏറ്റവും ഉയർന്ന ക്ഷാരസ്വഭാവമുള്ളതും (ഉദാ Na_2O) എന്നാൽ ഏറ്റവും വലത്തെ അറ്റത്തുള്ള മൂലകത്തിന്റെ ഓക്സൈഡ് ഉയർന്ന അമ്ലസ്വഭാവമുള്ളതും (ഉദാ Cl_2O_7) ആയിരിക്കും. മധ്യഭാഗത്തുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ ഓക്സൈഡുകൾ നിർവീര്യമോ (ഉദാ CO, NO, N_2O) ദ്വൈതസ്വഭാവമുള്ളതോ (amphoteric) (ഉദാ: Al_2O_3, As_2O_3) ആയിരിക്കും. ദ്വൈത സ്വഭാവമുള്ള ഓക്സൈഡുകൾ ഒരു ക്ഷാരത്തിന്റെ സാന്നിധ്യത്തിൽ അമ്ലത്തെപ്പോലെയും ഒരു അമ്ലത്തിന്റെ സാന്നിധ്യത്തിൽ ക്ഷാരത്തെപ്പോലെയുമുള്ള സ്വഭാവം കാണിക്കുന്നു. എന്നാൽ നിർവീര്യ ഓക്സൈഡുകൾക്ക് ക്ഷാരഗുണമോ അമ്ലഗുണമോ ഇല്ല.

പ്രശ്നം 3.10

ജലവുമായുള്ള പ്രവർത്തനത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ Na_2O ഒരു ക്ഷാരഓക്സൈഡ് ആണെന്നും Cl_2O_7 ഒരു അമ്ലഓക്സൈഡ് ആണെന്നും തെളിയിക്കുക.

ഉത്തരം:

Na_2O ജലവുമായി പ്രവർത്തിച്ച് ശക്തിയേറിയ ക്ഷാരവും Cl_2O_7 ജലവുമായി പ്രവർത്തിച്ച് ശക്തിയേറിയ അമ്ലവും ഉണ്ടാക്കുന്നു.

$$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$$

$$Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow 2HClO_4$$

ഗുണാത്മകമായി അവയുടെ ക്ഷാരസ്വഭാവവും അമ്ല സ്വഭാവവും ലിറ്റ്മസ്പേപ്പർ ഉപയോഗിച്ച് പരിശോധിക്കാവുന്നതാണ്.

സംക്രമണമൂലകങ്ങൾക്കിടയിൽ (3d ശ്രേണി) ഒരു പീരീഡിലെ അറ്റോമികആരത്തിലുള്ള വ്യത്യാസം പ്രാതിനിധ്യമൂലകങ്ങളുമായി താരതമ്യപ്പെടുത്തുമ്പോൾ വളരെ ചെറുതാണ്. അന്തഃസംക്രമണ മൂലകങ്ങൾക്കിടയിൽ (4f ശ്രേണി) ഈ വ്യത്യാസം പിന്നെയും കുറവാണ്. s - ബ്ലോക്കിന്റെയും p - ബ്ലോക്കിന്റെയും അയോണീകരണഎൻഥാൽപി മൂല്യങ്ങളുടെ ഇടയിലുള്ള അയോണീകരണഎൻഥാൽപി മൂല്യമാണ് സംക്രമണ മൂലകങ്ങൾക്കുള്ളത്. തൽഫലമായി അവ ഒന്നാം ഗ്രൂപ്പിനെയും രണ്ടാം ഗ്രൂപ്പിനെയും അപേക്ഷിച്ച് കുറഞ്ഞ ഇലക്ട്രോൺ ധനതയുള്ള (electro positive) മൂലകങ്ങളാണ്.

പ്രധാനഗ്രൂപ്പ് മൂലകങ്ങളിൽ ഒരു ഗ്രൂപ്പിൽ അറ്റോമിക സംഖ്യ കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് അറ്റോമികആരവും അയോണികആരവും കൂടുന്നു. ഇത് അയോണിക എൻഥാൽപിയിൽ ചെറിയ തോതിലുള്ള ഒരു കുറവും ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപിയിൽ ഒരു ക്രമമായ കുറവും സൃഷ്ടിക്കുന്നു. (ഭാഗം 3.7.1 (d) ൽ സൂചിപ്പിച്ചത് പോലെ മൂന്നാം പീരീഡ് മൂലകങ്ങളിൽ ചില വ്യതിയാനങ്ങൾ ഉണ്ട്).

അപ്രകാരം ഒരു ഗ്രൂപ്പിൽ താഴേക്ക് വരുന്തോറും ലോഹ സ്വഭാവം കൂടുകയും അലോഹ സ്വഭാവം കുറയുകയും ചെയ്യുന്നു. ഈ പ്രവണതയെ അവയുടെ ഓക്സീകരണ-നിരോക്സീകരണ സ്വഭാവങ്ങളുമായി ബന്ധപ്പെടുത്താവുന്നതാണ്. അതിനെക്കുറിച്ച് നിങ്ങൾ പിന്നീട് പഠിക്കും. അങ്ങനെയാണെങ്കിലും, സംക്രമണ മൂലകങ്ങളിൽ വിപരീതമായ ഒരു പ്രവണതയാണ് കാണുന്നത്. ഇതിനെ അറ്റോമികവലുപ്പത്തിന്റെയും അയോണീകരണ എൻഥാൽപിയുടെയും അടിസ്ഥാനത്തിൽ വിശദീകരിക്കുവാൻ കഴിയും.

സംഗ്രഹം

ഈ യൂണിറ്റിൽ **ആവർത്തനനിയമത്തിന്റെയും ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെയും** ആവിർഭാവത്തെക്കുറിച്ച് നിങ്ങൾ പഠിച്ചു. മെൻഡലിയേവിന്റെ ആവർത്തനപ്പട്ടിക അറ്റോമികഭാരത്തെ അടിസ്ഥാനപ്പെടുത്തി ഉള്ളതാണ്. ആധുനിക **ആവർത്തനപ്പട്ടിക** മൂലകങ്ങളെ അവയുടെ അറ്റോമികസംഖ്യയുടെ ക്രമത്തിൽ ഏഴ് തിരശ്ചീനമായ വരികളായും (**പീരീഡുകൾ**) പതിനെട്ട് ലംബ നിരകളായും (**ഗ്രൂപ്പുകൾ അഥവാ കുടുംബങ്ങൾ**) ക്രമീകരിച്ചിരിക്കുന്നു. ഒരു പീരീഡിൽ അറ്റോമികസംഖ്യ തുടർച്ചയായുള്ളതാണ്. എന്നാൽ ഒരു ഗ്രൂപ്പിൽ അവ ഒരു ക്രമമായ രൂപത്തിൽ കൂടുന്നു. ഒരേ ഗ്രൂപ്പിലെ മൂലകങ്ങൾക്ക് **സംയോജകഇലക്ട്രോണുകളും** ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോൺ ക്രമീകരണവും ഒരേ പോലെ ആണ്. അതുകൊണ്ട് അവ ഒരേ രാസസ്വഭാവങ്ങൾ പ്രദർശിപ്പിക്കുന്നു. എന്നിരുന്നാലും, ഒരേ പീരീഡിലെ മൂലകങ്ങൾക്ക് ഇടത്തുനിന്ന് വലത്തേക്ക് ഇലക്ട്രോണുകൾ വർധിച്ചു വരുന്നതുകൊണ്ട് വ്യത്യസ്ത സംയോജകതയാണ്. ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ മൂലകങ്ങളെ **s, p, d, f എന്നിങ്ങനെ നാല് ബ്ലോക്കുകളായി** തിരിച്ചിരിക്കുന്നു. 1s ഓർബിറ്റലിൽ ഒരു ഇലക്ട്രോൺ മാത്രമുള്ള **ഹൈഡ്രജന്** ആവർത്തനപ്പട്ടികയിൽ ഒരു പ്രത്യേക സ്ഥാനം നൽകിയിരിക്കുന്നു. അറിയപ്പെടുന്ന മൂലകങ്ങളിൽ 78% ത്തിൽ അധികവും **ലോഹങ്ങളാണ്**. 25 എണ്ണത്തിൽ താഴെ മാത്രം വരുന്ന **അലോഹങ്ങൾ** ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ വലതുവശത്ത് മുകൾഭാഗത്ത് കാണപ്പെടുന്നു. ലോഹങ്ങളുടെയും അലോഹങ്ങളുടെയും ഇടയിലുള്ള അതിർത്തിയിൽ കാണപ്പെടുന്ന മൂലകങ്ങൾ **ഉപലോഹങ്ങൾ** അഥവാ **അർധലോഹങ്ങൾ** എന്നറിയപ്പെടുന്നു. അറ്റോമികസംഖ്യ കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് ഒരു ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക് ലോഹസ്വഭാവം കൂടുകയും ഒരു പീരീഡിൽ ഇടത്ത് നിന്ന് വലത്തേക്ക് കുറയുകയും ചെയ്യുന്നു. മൂലകങ്ങളുടെ ഭൗതികവും രാസപരവുമായ ഗുണങ്ങൾ അറ്റോമിക സംഖ്യയ്ക്കനുസരിച്ച് ക്രമമായി വ്യത്യാസപ്പെടുന്നു.

മൂലകങ്ങളുടെ **അറ്റോമികവലിപ്പം, അയോണീകരണ എൻഥാൽപി, ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി, ഇലക്ട്രോൺ ഋണത, സംയോജകത** എന്നീ ഗുണധർമങ്ങളിൽ **ക്രമാവർത്തനങ്ങൾ** ദർശിക്കാനാകും. അറ്റോമികസംഖ്യ കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് ഒരു പീരീഡിൽ ഇടത്തു നിന്ന് വലത്തേക്ക് പോകുന്തോറും അറ്റോമികആരം കുറഞ്ഞു വരുന്നു. എന്നാൽ ഒരു ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക് അറ്റോമികആരം കൂടുന്നു. അയോണീകരണ എൻഥാൽപി സാധാരണയായി ഒരു പീരീഡിൽ ഇടത്തു നിന്ന് വലത്തേക്ക് പോകുമ്പോൾ കൂടുകയും ഗ്രൂപ്പിൽ മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്ക് വരുമ്പോൾ കുറയുകയും ചെയ്യുന്നു. ഇലക്ട്രോൺ ഋണതയും സമാനമായ പ്രവണത കാണിക്കുന്നു. ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി പൊതുവായി ഒരു പീരീഡിലുടനീളം കൂടുതൽ നെഗറ്റീവാകുകയും ഗ്രൂപ്പിൽ നെഗറ്റീവ് മൂല്യം കുറയുകയും ചെയ്യുന്നു. സംയോജകതയിലും ചില ക്രമാവർത്തനങ്ങൾ ഉണ്ട്. ഉദാഹരണമായി, പ്രാതിനിധ്യമൂലകങ്ങൾക്കിടയിലെ സംയോജകത ഒന്നുകിൽ ഏറ്റവും പുറമേയുള്ള ഷെല്ലുകളിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണത്തിന് തുല്യമോ അല്ലെങ്കിൽ എട്ടിൽ നിന്ന് ഇത് കുറയ്ക്കുമ്പോൾ കിട്ടുന്ന സംഖ്യയോ ആയിരിക്കും. **രാസക്രിയാശീലം** പീരീഡിന്റെ രണ്ടഗ്രങ്ങളിലും വളരെ കൂടുതലും മധ്യഭാഗത്ത് കുറവും ആണ്. ഇടത്തെയറ്റത്തെ കൂടിയ ക്രിയാശീലത ഇലക്ട്രോണുകളെ നഷ്ടപ്പെടുത്തുന്നതിലുള്ള എളുപ്പം (കുറഞ്ഞ അയോണീകരണ എൻഥാൽപി) കൊണ്ടുണ്ടായതാണ്. ക്രിയാശീലം കൂടിയ മൂലകങ്ങൾ പ്രകൃതിയിൽ സ്വതന്ത്രാവസ്ഥയിൽ കാണപ്പെടുന്നില്ല. അവ സാധാരണയായി സംയുക്താവസ്ഥയിലാണ് കാണപ്പെടുന്നത്. ഇടതുഭാഗത്തെ മൂലകങ്ങൾ ഉണ്ടാക്കുന്ന ഓക്സൈഡുകൾ ക്ഷാരഗുണമുള്ളവയും വലതു ഭാഗത്തുള്ളവയുടെ ഓക്സൈഡുകൾ അമ്ലഗുണമുള്ളവയും ആയിരിക്കും. എന്നാൽ ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ മധ്യഭാഗത്തുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ ഓക്സൈഡുകൾ ദ്വൈതസ്വഭാവമുള്ളവയോ നിർവീര്യമോ ആയിരിക്കും.

പരിശീലനചോദ്യങ്ങൾ

3.1 ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ ക്രമപ്പെടുത്തലിന്റെ അടിസ്ഥാനപ്രമേയം (theme) എന്ത് ?

3.2 മെൻഡലിയേവ് അദ്ദേഹത്തിന്റെ ആവർത്തനപ്പട്ടികയിൽ മൂലകങ്ങളെ വർഗീകരിക്കുന്നതിനുപയോഗിച്ച പ്രധാന ഗുണധർമ്മമേത് ? അദ്ദേഹം അതിൽ ഉറച്ച് നിന്നിരുന്നോ ?

3.3 മെൻഡലിയേവിന്റെ ആവർത്തനനിയമത്തിന്റെയും ആധുനിക ആവർത്തനനിയമത്തിന്റെയും സമീപനത്തിലുള്ള അടിസ്ഥാന വ്യത്യാസമെന്ത് ?

3.4 ആവർത്തനപ്പട്ടികയുടെ ആറാമത്തെ പീരീഡിൽ 32 മൂലകങ്ങളാണുണ്ടാകേണ്ടതെന്ന് ക്വാണ്ടം സംഖ്യയുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ ന്യായീകരിക്കുക.

3.5 അറ്റോമികസംഖ്യ Z=114 ഉള്ള മൂലകത്തിന്റെ സ്ഥാനം പീരീഡിന്റെയും ഗ്രൂപ്പിന്റെയും അടിസ്ഥാനത്തിൽ കണ്ടെത്തുക.

3.6 ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ മൂന്നാം പീരീഡിൽ പതിനേഴാം ഗ്രൂപ്പിൽ വരുന്ന മൂലകത്തിന്റെ അറ്റോമിക സംഖ്യ എഴുതുക.

3.7 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നതിന്റെ പേരിൽ നാമകരണം ചെയ്തിരിക്കുന്നത് ഏത് മൂലകമാണെന്നാണ് നിങ്ങൾ കരുതുന്നത് ?

(i) ലോറൻസ് ബെർക്കലി ലബോറട്ടറി,

(ii) സീബോർഗിന്റെ ഗ്രൂപ്പ്.

3.8 എന്തു കൊണ്ടാണ് ഒരേ ഗ്രൂപ്പിലെ മൂലകങ്ങൾക്ക് ഭൗതികവും രാസപരവുമായ ഗുണങ്ങൾ ഒരേ പോലെ ആയിരിക്കുന്നത് ?

3.9 അറ്റോമികആരം അയോണികആരം എന്നിവ കൊണ്ട് നിങ്ങൾ അർഥമാക്കുന്നത് എന്ത് ?

3.10 അറ്റോമികആരം ഒരു പീരീഡിലും ഗ്രൂപ്പിലും എങ്ങനെ വ്യത്യാസപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു? ഈ വ്യതിയാനത്തെ നിങ്ങൾ എങ്ങനെ വിശദീകരിക്കും?

3.11 സമഇലക്ട്രോണികവർഗങ്ങൾ എന്നതു കൊണ്ട് അർത്ഥമാക്കുന്നത് എന്ത് ? ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന ഓരോ ആറ്റത്തിനും അല്ലെങ്കിൽ അയോണിനും സമഇലക്ട്രോണികമായി വരുന്ന ഒരു സ്പീഷീസിന്റെ പേര് എഴുതുക.

(i) F^- (ii) Ar (iii) Mg^{2+} (iv) Rb^-

3.12 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നവയെ നിരീക്ഷിക്കുക.

N^{3-}, O^{2-}, F^-, Na^+, Mg^{2+} and Al^{3+}

(a) ഇവയിൽ പൊതുവായ കാര്യം എന്ത് ?

(b) ഇവയെ അയോണികആരത്തിന്റെ ആരോഹണ ക്രമത്തിൽ എഴുതുക.

3.13 മാതൃആറ്റത്തിന്റെ ആരത്തേക്കാൾ കാറ്റയോണിന്റെ ആരം ചെറുതും ആനയോണിന്റെ ആരം വലുതും ആയത് എന്ത് കൊണ്ട് ?

3.14 അയോണീകരണഎൻഥാൽപിയെയും, ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപിയെയും നിർവചിക്കുന്ന സമയത്ത് ഒറ്റപ്പെട്ട വാതകആറ്റം, നിമ്നോർജാവസ്ഥ എന്നിങ്ങനെയുള്ള പദങ്ങൾക്കുള്ള പ്രാധാന്യം എന്ത് ?

സൂചന : താരതമ്യപഠനത്തിന്റെ ആവശ്യത്തിന്.

3.15 നിമ്നോർജനിലയിലുള്ള ഹൈഡ്രജനാറ്റത്തിലെ ഒരു ഇലക്ട്രോണിന്റെ ഊർജം -2.18×10^{-18} ജൂൾസ് ആണ്. അറ്റോമികഹൈഡ്രജന്റെ ജൂൾസ്/മോളിലുള്ള അയോണീകരണ ഊർജം കണക്കാക്കുക.

സൂചന : ഉത്തരം കണ്ടെത്തുന്നതിന് മോൾ സങ്കല്പനം ഉപയോഗിക്കുക.

3.16 രണ്ടാം പീരീഡിലെ മൂലകങ്ങളുടെ യഥാർഥ അയോണീകരണ ഊർജത്തിന്റെ ക്രമം $Li < B < Be < C < O < N < F < Ne$ എന്നാണ്. ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നവ വിശദീകരിക്കുക.

(i) Be ക്ക് B യെക്കാൾ ΔH കൂടുതലാണ്

(ii) 'O' ന് N നേക്കാളും F നേക്കാളും ΔH കുറവാണ്.

3.17 സോഡിയത്തിന്റെ ഒന്നാം അയോണീകരണ എൻഥാൽപി മഗ്നീഷ്യത്തിന്റേതിനേക്കാൾ കുറവും രണ്ടാം അയോണീകരണ എൻഥാൽപി മഗ്നീഷ്യത്തിന്റേതിനേക്കാൾ കൂടുതലും ആണ് എന്ന വസ്തുത നിങ്ങൾ എങ്ങനെ വിശദീകരിക്കും ?

3.18 പ്രധാന ഗ്രൂപ്പുമൂലകങ്ങളുടെ അയോണീകരണ എൻഥാൽപി ഒരു ഗ്രൂപ്പിൽ താഴേക്ക് വരുമ്പോൾ കുറയുന്നതിനുള്ള വ്യത്യസ്ത ഘടകങ്ങൾ ഏവ?

3.19 13-ാം ഗ്രൂപ്പ് മൂലകങ്ങളുടെ ഒന്നാം അയോണീകരണ ഊർജമൂല്യങ്ങൾ (കിലോ ജൂൾ/മോൾ) ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.

B	Al	Ga	In	Tl
801	577	579	558	589

പൊതുപ്രവണതയിൽ നിന്നുള്ള ഈ വ്യതിയാനത്തെ നിങ്ങൾ എങ്ങനെ വിശദീകരിക്കും?

3.20 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നവയിൽ ഏത് ജോഡി മൂലകങ്ങൾക്കാണ് കൂടിയ നെഗറ്റീവ് ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി ഉള്ളത്?

(i) O or F (ii) F or Cl

3.21 ഓക്സിജന്റെ രണ്ടാം ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി പോസിറ്റീവാണ് എന്നാണോ അതോ ഒന്നാം ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപിയെക്കാൾ, കൂടുതൽ നെഗറ്റീവ് ആണെന്നാണോ അതോ കുറഞ്ഞ നെഗറ്റീവ് ആണെന്നാണോ നിങ്ങൾ പ്രതീക്ഷിക്കുന്നത് ? നിങ്ങളുടെ ഉത്തരം ന്യായീകരിക്കുക.

3.22 ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപിയും ഇലക്ട്രോൺ ഋണതയും തമ്മിലുള്ള അടിസ്ഥാന വ്യത്യാസങ്ങൾ എന്ത് ?

3.23 എല്ലാ നൈട്രജൻ സംയുക്തങ്ങളിലും നൈട്രജന്റെ ഇലക്ട്രോൺ ഋണത പോളിംഗ് സ്കെയിലിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ 3.0 ആണെന്ന പ്രസ്താവനയോട് നിങ്ങൾ എങ്ങനെ പ്രതികരിക്കുന്നു?

3.24 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന മാറ്റം സംഭവിക്കുമ്പോൾ ആറ്റത്തിന്റെ ആരത്തിനുണ്ടാകുന്ന വ്യത്യാസവുമായി ബന്ധപ്പെട്ട സിദ്ധാന്തം വിശദീകരിക്കുക.

(a) ഇലക്ട്രോണിനെ സ്വീകരിക്കുന്നു.

(b) ഇലക്ട്രോണിനെ നഷ്ടപ്പെടുത്തുന്നു.

3.25 ഒരു മൂലകത്തിന്റെ രണ്ട് ഐസോടോപ്പുകളുടെ ഒന്നാം അയോണീകരണ എൻഥാൽപി ഒരുപോലെ ആയിരിക്കുമെന്നാണോ വ്യത്യസ്തമായിരിക്കുമെന്നാണോ നിങ്ങൾ പ്രതീക്ഷിക്കുന്നത്. നിങ്ങളുടെ ഉത്തരത്തെ ന്യായീകരിക്കുക.

3.26 ലോഹങ്ങളും അലോഹങ്ങളും തമ്മിലുള്ള പ്രധാന വ്യത്യാസങ്ങൾ ഏവ?

3.27 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന ചോദ്യങ്ങൾക്ക് ആവർത്തനപ്പട്ടിക ഉപയോഗിച്ച് ഉത്തരം കണ്ടെത്തുക.

(a) ബാഹ്യതമ ഉപഷെല്ലിൽ അഞ്ച് ഇലക്ട്രോണുകൾ വരുന്ന ഒരു മൂലകം.

(b) രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകളെ നഷ്ടപ്പെടുത്താൻ പ്രവണതയുള്ള ഒരു മൂലകം.

(c) രണ്ട് ഇലക്ട്രോണുകളെ നേടുവാൻ പ്രവണതയുള്ള ഒരു മൂലകം.

(d) സാധാരണ താപനിലയിൽ ലോഹങ്ങൾ, അലോഹങ്ങൾ, ദ്രാവകങ്ങൾ, വാതകങ്ങൾ എന്നിവ ഉൾക്കൊള്ളുന്ന ഒരു ഗ്രൂപ്പ്.

3.28 ക്രിയാശീലതയുടെ ആരോഹണക്രമം ഒന്നാം ഗ്രൂപ്പുമൂലകങ്ങളിൽ $Li < Na < K < Rb < Cs$ എന്നും 17–ാം ഗ്രൂപ്പ് മൂലകങ്ങളിൽ $F > Cl > Br > I$ എന്നും ആണ്. വിശദീകരിക്കുക.

3.29 *s*-, *p*-, *d*-, *f*- ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ പൊതുവായ ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം എഴുതുക.

3.30 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസമുള്ള മൂലകങ്ങളുടെ ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ സ്ഥാനം കണ്ടെത്തുക.

(i) ns^2np^4 യിൽ $n=3$ (ii) $(n-1)d^2ns^2$ ൽ $n=4$ (iii) $(n-2)f^7(n-1)d^1ns^2$ ൽ $n=6$

3.31 ചില മൂലകങ്ങളുടെ കിലോജൂൾ/മോളിലുള്ള ഒന്നും രണ്ടും അയോണീകരണ എൻഥാൽപികളും ($\Delta_i H_1$ & $\Delta_i H_2$) ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപിയും ($\Delta_{eg} H$) ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.

മൂലകങ്ങൾ	ΔH_1	ΔH_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

മുകളിൽ പറഞ്ഞിരിക്കുന്നവയിൽ ഏത് മൂലകമാണ് സാധാരണഗതിയിൽ

(a) ഏറ്റവും ക്രിയാശീലം കുറഞ്ഞ മൂലകം.

(b) ഏറ്റവും ക്രിയാശീലം കൂടിയ ലോഹം.

(c) ഏറ്റവും ക്രിയാശീലം കൂടിയ അലോഹം.

(d) ഏറ്റവും ക്രിയാശീലം കുറഞ്ഞ അലോഹം.

(e) MX_2 എന്ന സൂത്രവാക്യമുള്ള സ്ഥിരത കൂടിയ ഒരു ദ്വയാംഗഹാലൈഡ് ഉണ്ടാക്കാൻ കഴിയുന്ന ലോഹം.

(f) MX എന്ന സൂത്രവാക്യമുള്ള സ്ഥിരത കൂടിയ ഒരു സഹസംയോജകഹാലൈഡ് ഉണ്ടാക്കാൻ കഴിവുള്ള ലോഹം.

3.32 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന മൂലകജോടികൾ ചേർന്നുണ്ടാകാവുന്ന സ്ഥിരതയുള്ള ദ്വയാംഗ സംയുക്തങ്ങളുടെ സൂത്രവാക്യം പ്രവചിക്കുക.

(a) ലിഥിയവും ഓക്സിജനും (b) മഗ്നീഷ്യവും നൈട്രജനും

(c) അലുമിനിയവും അയോഡിനും (d) സിലിക്കണും ഓക്സിജനും

(e) ഫോസ്ഫറസും ഫ്ളൂറിനും (f) 71–ാമത്തെ മൂലകവും ഫ്ളൂറിനും

3.33 ആധുനിക ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ പീരീഡ് സൂചിപ്പിക്കുന്ന മൂല്യം.

(a) അറ്റോമികസംഖ്യ

(b) അറ്റോമികമാസ്

(c) പ്രാഥമിക ക്വാണ്ടംസംഖ്യ

(d) അസിമുഥൽ ക്വാണ്ടംസംഖ്യ

3.34 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന പ്രസ്താവനകളിൽ ആധുനിക ആവർത്തനപ്പട്ടികയുമായി ബന്ധപ്പെട്ട് ശരിയല്ലാത്തത് ഏത് ?

(a) p ഉപഷെല്ലിലെ എല്ലാ ഓർബിറ്റലുകളിലുമായി പരമാവധി 6 ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് ഉൾക്കൊള്ളാൻ കഴിയുന്നത് കൊണ്ട് p ബ്ലോക്കിൽ 6 നിരകൾ ഉണ്ട്.

(b) d ഉപഷെല്ലിലെ എല്ലാ ഓർബിറ്റലുകളിലുമായി പരമാവധി 8 ഇലക്ട്രോണുകൾക്ക് ഉൾക്കൊള്ളാൻ കഴിയുന്നത് കൊണ്ട് d ബ്ലോക്കിൽ 8 നിരകൾ ഉണ്ട്.

(c) ഓരോ ബ്ലോക്കിലും ഉൾപ്പെടുന്ന നിരകളുടെ എണ്ണം ആ ഉപഷെല്ലിൽ ഉൾക്കൊള്ളാൻ കഴിയുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണത്തിന് തുല്യമായിരിക്കും.

(d) ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസമെഴുതുമ്പോൾ അവസാന ഇലക്ട്രോൺ പ്രവേശിക്കുന്ന ഉപഷെല്ലിന്റെ അസിമുഥൽ ക്വാണ്ടംസംഖ്യയുടെ (l) മൂല്യത്തെയാണ് ബ്ലോക്ക് സൂചിപ്പിക്കുന്നത്.

3.35 ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോണിനെ സ്വാധീനിക്കുന്ന എന്തും മൂലകത്തിന്റെ രസതന്ത്രത്തെയും സ്വാധീനിക്കും. ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന ഘടകങ്ങളിൽ ബാഹ്യതമഷെല്ലിനെ സ്വാധീനിക്കാത്തത് ഏത് ?

(a) ബാഹ്യതമ പ്രാഥമിക ക്വാണ്ടംസംഖ്യ

(b) ന്യൂക്ലിയസിന്റെ ചാർജ്

(c) ന്യൂക്ലിയസിന്റെ മാസ്സ്.

(d) കോർ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം.

3.36 F, Ne, Na എന്നീ ഐസോ ഇലക്ട്രോണിക് സ്പീഷീസുകളുടെ വലിപ്പത്തെ സ്വാധീനിക്കുന്നത് :

(a) ന്യൂക്ലിയസിന്റെ ചാർജ് (Z)

(b) ബാഹ്യതമ പ്രാഥമിക ക്വാണ്ടംസംഖ്യ (n)

(c) ബാഹ്യതമ ഓർബിറ്റലിലെ ഇലക്ട്രോണുകൾ തമ്മിലുള്ള പ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങൾ.

(d) അവയുടെ വലിപ്പം തുല്യമായതിനാൽ ഈ ഒരു ഘടകവും സ്വാധീനിക്കുന്നില്ല.

3.37 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നവയിൽ അയോണീകരണ എൻഥാൽപിയുമായി ബന്ധപ്പെട്ട തെറ്റായ പ്രസ്താവന ഏത് ?

(a) ഓരോ തുടർച്ചയായ ഇലക്ട്രോണിനും അനുസരിച്ച് അയോണീകരണ എൻഥാൽപി കൂടുന്നു.

(b) ഉൽകൃഷ്ട വാതക ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിൽ നിന്ന് ഇലക്ട്രോണിനെ നീക്കം ചെയ്യുന്നതിനുള്ള അയോണിക എൻഥാൽപി വർധനവാണ് ഏറ്റവും കൂടുതൽ

(c) സംയോജക ഇലക്ട്രോണുകൾ തീർന്നുകഴിഞ്ഞാൽ അയോണീകരണ എൻഥാൽപിയിൽ വളരെ വലിയ വർധനവ് ഉണ്ടാകുന്നു.

(d) കുറഞ്ഞ n വിലകളുള്ള ഓർബിറ്റലുകളിൽ നിന്ന് ഇലക്ട്രോണുകളെ നീക്കം ചെയ്യുന്നതിന് കൂടിയ n വിലകളുള്ളവയിൽ നിന്ന് നീക്കംചെയ്യുന്നതിനേക്കാൾ എളുപ്പമാണ്.

3.38 B, Al, Mg,, K, എന്നീ മൂലകങ്ങളെ പരിഗണിക്കുമ്പോൾ അവയുടെ ലോഹസ്വഭാവത്തിന്റെ ശരിയായ ക്രമം :

(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, Si, എന്നീ മൂലകങ്ങളെ പരിഗണിക്കുമ്പോൾ അവയുടെ അലോഹ സ്വഭാവത്തിന്റെ ശരിയായ ക്രമം :

(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, N. എന്നീ മൂലകങ്ങളെ പരിഗണിച്ചാൽ, അവയുടെ ഓക്സീകരണ സ്വഭാവത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിലുള്ള രാസക്രിയാശീലതയുടെ ശരിയായ ക്രമം:

(a) F > Cl > O > N (b) F > O > Cl > N

(c) Cl > F > O > N (d) O > F > N > Cl

യൂണിറ്റ് 4

P6Z6U4

രാസബന്ധനവും തന്മാത്രാഘടനയും

ലക്ഷ്യങ്ങൾ

ഈ യൂണിറ്റ് പഠിക്കുന്നതിലൂടെ

- രാസബന്ധനവുമായി ബന്ധപ്പെട്ട കോസൽ-ലൂയിസ് സമീപനത്തെക്കുറിച്ച് മനസ്സിലാക്കുവാൻ കഴിയും.
- അഷ്ടകനിയമത്തെയും അതിന്റെ പരിമിതികളെയും വിശദീകരിക്കുവാനും ലഘുതന്മാത്രകളുടെ ലൂയിസ്ഘടനകൾ വരയ്ക്കുവാനും കഴിയും.
- വിവിധയിനം ബന്ധനങ്ങളുടെ രൂപീകരണം വിവരിക്കുവാൻ കഴിയും.
- VSEPR സിദ്ധാന്തം വിശദീകരിക്കുവാനും ലഘുതന്മാത്രകളുടെ ഘടന പ്രവചിക്കുവാനും കഴിയും.
- സഹസംയോജകബന്ധനങ്ങളുടെ രൂപീകരണവുമായി ബന്ധപ്പെട്ട സംയോജകതാബന്ധന സമീപനം വിശദീകരിക്കുവാൻ കഴിയും.
- സഹസംയോജകബന്ധനങ്ങളുടെ ദിശാസ്വഭാവം പ്രവചിക്കുവാൻ കഴിയും.
- s, p, d ഓർബിറ്റലുകൾ ഉൾപ്പെടുന്ന പലയിനം സങ്കരണങ്ങൾ വിവരിക്കുവാനും ലഘുസഹസംയോജകതന്മാത്രകളുടെ ഘടനകൾ വരയ്ക്കുവാനും കഴിയും.
- ഹോമോന്യൂക്ലിയർ-ദ്വയാറ്റോമികതന്മാത്രകളുടെ തന്മാത്രാഓർബിറ്റൽ സിദ്ധാന്തം വിവരിക്കുവാൻ കഴിയും.
- ഹൈഡ്രജൻബന്ധനം എന്ന ആശയം വിശദമാക്കുവാൻ കഴിയും.

"ശാസ്ത്രജ്ഞന്മാർ നിരന്തരം പുതിയ സംയുക്തങ്ങൾ കണ്ടെത്തിക്കൊണ്ടിരിക്കുന്നു, അവയെക്കുറിച്ചുള്ള വസ്തുതകൾ അനുക്രമമായി ചിട്ടപ്പെടുത്തുന്നു, നിലവിലുള്ള അറിവിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ അവയെ വിശദീകരിക്കുവാൻ ശ്രമിക്കുന്നു, പുതുതായി കണ്ടെത്തിയ വസ്തുതകളെ വിശദീകരിക്കുവാൻ പഴയ കാഴ്ചപ്പാടുകൾ നവീകരിക്കുകയോ പുതിയ സിദ്ധാന്തങ്ങൾ ആവിഷ്കരിക്കുകയോ ചെയ്യുന്നു."

ഒന്നോ അതിലധികമോ തരത്തിലുള്ള മൂലകങ്ങൾ ചേർന്നാണ് ദ്രവ്യം ഉണ്ടായിരിക്കുന്നത്. സാധാരണ അവസ്ഥയിൽ ഉൽകൃഷ്ടവാതകങ്ങൾ ഒഴികെ മറ്റൊരു മൂലകവും പ്രകൃതിയിൽ സ്വതന്ത്രാവസ്ഥയിലുള്ള ആറ്റങ്ങളായി സ്ഥിതി ചെയ്യുന്നില്ല. എന്നാൽ ഒന്നിലധികം ആറ്റങ്ങൾ ചില സവിശേഷസ്വഭാവങ്ങളോടെ ഒരുമിച്ച് സ്ഥിതിചെയ്യുന്നു. അവയെ തന്മാത്രകൾ എന്നു പറയുന്നു. തീർച്ചയായും ഈ തന്മാത്രകളിൽ ആറ്റങ്ങളെ തമ്മിൽ ചേർത്തുനിർത്തുന്ന ഒരു ബലമുണ്ടായിരിക്കും. **വ്യത്യസ്ത രാസസ്പീഷീസുകളി (chemical species) ലുള്ള വിവിധതരം ഘടകങ്ങളെ (ആറ്റം, അയോൺ തുടങ്ങിയവ) ഒരുമിച്ചു പിടിച്ചുനിർത്തുന്ന ആകർഷണബലത്തെയാണ് രാസബന്ധനം എന്നു പറയുന്നത്.**

വിവിധ രീതികളിൽ വ്യത്യസ്തങ്ങളായ ആറ്റങ്ങൾ സംയോജിക്കുമ്പോഴാണ് രാസസംയുക്തങ്ങൾ ഉണ്ടാകുന്നത്. എന്തിനാണ് ആറ്റങ്ങൾ പരസ്പരം സംയോജിക്കുന്നത് എന്ന് ചിന്തിച്ചിട്ടുണ്ടോ? എന്തുകൊണ്ടാണ് ചില മൂലകങ്ങളുടെ ആറ്റങ്ങൾ മാത്രം സംയോജിക്കുന്നത്? എന്തുകൊണ്ടാണ് തന്മാത്രകൾക്ക് നിശ്ചിത ആകൃതി ഉണ്ടായിരിക്കുന്നത്? ഇത്തരം ചോദ്യങ്ങൾക്ക് ഉത്തരം കണ്ടെത്തുന്നതിനായി ശാസ്ത്രജ്ഞന്മാർ പല സിദ്ധാന്തങ്ങളും ആശയങ്ങളും രൂപപ്പെടുത്തിയിട്ടുണ്ട്. കോസൽ-ലൂയിസ് സമീപനം, സംയോജകതാകോശ ഇലക്ട്രോൺജോടി വികർഷണസിദ്ധാന്തം [Valence Shell Electron Pair Repulsion (VSEPR) Theory], സംയോജകതാബന്ധനസിദ്ധാന്തം [Valence Bond (VB) Theory] തന്മാത്രാഓർബിറ്റൽ സിദ്ധാന്തം [Molecular Orbital (MO) Theory] എന്നിവ അവയിൽ ചിലതാണ്. ആറ്റങ്ങളുടെ സംയോജകതയെക്കുറിച്ചും രാസബന്ധനങ്ങളുടെ സ്വഭാവത്തെക്കുറിച്ചും വിശദീകരിക്കുന്ന ഈ സിദ്ധാന്തങ്ങൾക്കെല്ലാം തന്നെ ആറ്റംഘടന, മൂലകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസം, ആവർത്തനപ്പട്ടിക എന്നീ അടിസ്ഥാനധാരണകളുടെ വികാസവുമായി അഭേദ്യമായ ബന്ധമുണ്ട്. എല്ലാ വ്യൂഹങ്ങളും സ്ഥിരത നേടാൻ ശ്രമി

ക്കുന്നു. ഊർജം കുറച്ചുകൊണ്ട് സ്ഥിരത ആർജിക്കുവാനുള്ള പ്രകൃതിയുടെ മാർഗമാണ് രാസബന്ധനം.

4.1. രാസബന്ധനത്തോടുള്ള കോസൽ - ലൂയിസ് സമീപനം (Kossel-Lewis Approach)

ഇലക്ട്രോണുകളെ അടിസ്ഥാനമാക്കി രാസബന്ധനത്തെ വിശദീകരിക്കുവാൻ പല ശ്രമങ്ങളും നടന്നിട്ടുണ്ട്. എന്നാൽ, ഇതിന് ഒരു തൃപ്തികരമായ വിശദീകരണം 1916-ൽ ലൂയിസ്, കോസൽ എന്നിവർ പ്രത്യേകം പ്രത്യേകം നൽകിയതാണ്. ഉൽകൃഷ്ടവാതകങ്ങളുടെ നിഷ്ക്രിയതയെ അടിസ്ഥാനമാക്കി സംയോജകതയെ യുക്തിപരമായും ആദ്യമായും വിശദീകരിച്ചത് അവരാണ്.

ലൂയിസ്, ഒരു ആറ്റത്തിലെ ന്യൂക്ലിയസിനേയും ആന്തരികഇലക്ട്രോണുകളേയും ചേർത്ത് കെർണൽ എന്നു വിളിച്ചു. ഈ കെർണലിന് പോസിറ്റീവ് ചാർജാണെന്നും ഇതിന് ചുറ്റുമായി ഒരു ക്യൂബിന്റെ 8 മൂലകളിലായി ബാഹ്യതമഇലക്ട്രോണുകളെ ക്രമീകരിച്ചിരിക്കുന്നതായും അദ്ദേഹം സങ്കൽപ്പിച്ചു. ആയതിനാൽ ഒരു ആറ്റത്തിന്റെ ബാഹ്യതമഷെല്ലിന് പരമാവധി 8 ഇലക്ട്രോണുകൾ മാത്രമേ ഉൾക്കൊള്ളുവാൻ കഴിയുകയുള്ളൂ. സോഡിയംആറ്റത്തിന്റെ ബാഹ്യതമഷെല്ലിൽ ഒരു ഇലക്ട്രോൺ മാത്രമുള്ളതിനാൽ ക്യൂബിന്റെ ഏതെങ്കിലും ഒരു മൂലയിൽ മാത്രമേ ഇലക്ട്രോൺ ഉൾക്കൊള്ളുന്നുള്ളൂ. എന്നാൽ ഉൽകൃഷ്ടവാതകങ്ങളിൽ ക്യൂബിന്റെ 8 മൂലകളും ഇലക്ട്രോണുകളെക്കൊണ്ടു നിറയുന്നു. ഈ അഷ്ടക ഇലക്ട്രോൺ സംവിധാനം സ്ഥിരതയുള്ള ഇലക്ട്രോൺ ക്രമീകരണത്തെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു.

ആറ്റങ്ങൾ സ്ഥിരത കൈവരിക്കുന്നതിനായി അഷ്ടകം പൂർത്തിയാക്കുന്നത് രാസബന്ധനത്തിലൂടെയാണെന്ന് ലൂയിസ് പ്രസ്താവിച്ചു. സോഡിയത്തിന്റെയും ക്ലോറിന്റെയും കാര്യത്തിൽ ഇത് സാധ്യമാകുന്നത് ഒരു ഇലക്ട്രോൺ കൈമാറ്റം ചെയ്യുമ്പോഴാണ്. അതായത്, സോഡിയം ഒരു ഇലക്ട്രോൺ ക്ലോറിന് വിട്ടുകൊടുക്കും. അപ്പോൾ സോഡിയം Na^{+} അയോണായും ക്ലോറിൻ Cl^{-} അയോണായും മാറും. H_2, F_2, Cl_2 തുടങ്ങിയ തന്മാത്രകളുടെ കാര്യത്തിൽ രാസബന്ധനം നടക്കുന്നത് ആറ്റങ്ങൾ ഇലക്ട്രോണുകളെ പങ്കുവയ്ക്കുന്നതിലൂടെയാണ്. ഈ പ്രക്രിയയിലൂടെ ഓരോ ആറ്റവും ബാഹ്യതമഷെല്ലിൽ അഷ്ടക ഇലക്ട്രോൺ സംവിധാനം കൈവരിക്കുന്നു.

ലൂയിസ് പ്രതീകങ്ങൾ (Lewis symbols)

ഒരു തന്മാത്രയുണ്ടാകുമ്പോൾ അതിലെ ആറ്റങ്ങളിലെ ആന്തരികഷെല്ലിലെ ഇലക്ട്രോണുകൾ രാസബന്ധനത്തിൽ ഏർപ്പെടുന്നില്ലെന്നും ബാഹ്യതമഷെല്ലിലെ ഇലക്ട്രോണുകൾ മാത്രമേ സംയോജനത്തിൽ പങ്കെടുക്കുകയുള്ളൂവെന്നും നമുക്ക് അറിവുള്ളതാണ്. രാസസംയോജനത്തിൽ പങ്കെടുക്കുന്ന ഈ ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോണുകളെയാണ് **സംയോജകഇലക്ട്രോണുകൾ** (valence electrons) എന്നു പറയുന്നത്. ഒരു ആറ്റത്തിലെ സംയോജകഇലക്ട്രോണുകളെ ആ ആറ്റത്തിന്റെ പ്രതീകത്തിനു ചുറ്റുമായി കുത്തുകൾ (dot) ഉപയോഗിച്ച് ചിത്രീകരിക്കുന്ന രീതി ആദ്യമായി അവലംബിച്ചത് ജി.എൻ.ലൂയിസ് എന്ന അമേരിക്കൻ ശാസ്ത്രജ്ഞനാണ്. ഇതിനെ **ലൂയിസ് പ്രതീകം** എന്നാണ് വിളിക്കുന്നത്. ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ രണ്ടാമത്തെ പീരിയഡിലെ മൂലകങ്ങളുടെ ലൂയിസ് പ്രതീകങ്ങൾ ചുവടെ ചേർത്തിരിക്കുന്നു.

$$\dot{\mathrm{Li}} \quad \dot{\underset{\cdot}{\mathrm{Be}}} \quad \cdot\dot{\mathrm{B}}\cdot \quad \cdot\dot{\underset{\cdot}{\mathrm{C}}}\cdot \quad \cdot\ddot{\underset{\cdot}{\mathrm{N}}}\cdot \quad :\ddot{\mathrm{O}}: \quad :\ddot{\underset{\cdot}{\mathrm{F}}}: \quad :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{Ne}}}:$$

ലൂയിസ് പ്രതീകങ്ങളുടെ പ്രാധാന്യം

ലൂയിസ് പ്രതീകങ്ങളിലുള്ള ഡോട്ടുകൾ ആറ്റങ്ങളിലെ സംയോജക ഇലക്ട്രോണുകളെ സൂചിപ്പിക്കുന്നതിനാൽ ഈ ഡോട്ടുകളുടെ എണ്ണം ഉപയോഗിച്ച് ഒരു മൂലകത്തിന്റെ ഗ്രൂപ്പ്സംയോജകത വളരെ എളുപ്പത്തിൽ കണക്കാക്കുവാൻ കഴിയും. ഗ്രൂപ്പ് സംയോജകത = ഡോട്ടുകളുടെ എണ്ണം അല്ലെങ്കിൽ 8 - ഡോട്ടുകളുടെ എണ്ണം.

രാസബന്ധനവുമായി ബന്ധപ്പെട്ട് കോസൽ ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന വസ്തുതകൾ അവതരിപ്പിച്ചു:

- ആവർത്തനപ്പട്ടികയിൽ ഇലക്ട്രോനെഗറ്റിവിറ്റി ഏറ്റവും കൂടിയ ഹാലൊജനുകളേയും (ഗ്രൂപ്പ് 17) ഇലക്ട്രോപോസിറ്റിവിറ്റി ഏറ്റവും കൂടിയ ആൽക്കലി ലോഹങ്ങളേയും (ഗ്രൂപ്പ് 1) തമ്മിൽ വേർതിരിക്കുന്നത് ഉൽകൃഷ്ടമൂലകങ്ങളാണ്.
- ഒരു ഹാലൊജൻ ആറ്റം ഒരു ഇലക്ട്രോൺ നേടുമ്പോൾ നെഗറ്റീവ് അയോണും ഒരു ആൽക്കലി ലോഹആറ്റം ഒരു ഇലക്ട്രോൺ വിട്ടുകൊടുക്കുമ്പോൾ പോസിറ്റീവ് അയോണും ഉണ്ടാകുന്നു.
- അങ്ങനെയുണ്ടാകുന്ന നെഗറ്റീവ് അയോണും പോസിറ്റീവ് അയോണും സ്ഥിരതയുള്ള, ഉൽകൃഷ്ടവാതക ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസം കൈവരിക്കുന്നു. ഹീലിയം ഒഴികെയുള്ള ഉൽകൃഷ്ടവാതകങ്ങളിൽ $ns^2 np^6$ എന്ന ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസമുള്ള സ്ഥിരതയുള്ള അഷ്ടകസംവിധാനമുണ്ട്. (ഹീലിയത്തിന് 2 ഇലക്ട്രോൺ സംവിധാനം (ദ്വികം) മാത്രമേയുള്ളൂ.)

- ഈ നെഗറ്റീവ് അയോണുകളും പോസിറ്റീവ് അയോണുകളും സ്ഥിതവൈദ്യുത (electrostatic) ആകർഷണത്തിലൂടെ സ്ഥിരത നേടുന്നു.

ഉദാഹരണമായി, സോഡിയംആറ്റവും ക്ലോറിൻ ആറ്റവും സംയോജിച്ച് സോഡിയംക്ലോറൈഡ് ഉണ്ടാകുന്നത് എങ്ങനെയാണെന്ന് നമുക്ക് നോക്കാം.

$Na \rightarrow Na^{+} + e^{-}$

$[Ne]\,3s^{1} \qquad [Ne]$

$Cl + e^{-} \rightarrow Cl^{-}$

$[Ne]\,3s^{2}\,3p^{5} \qquad [Ne]\,3s^{2}\,3p^{6}$ അഥവാ $[Ar]$

$Na^{+} + Cl^{-} \rightarrow NaCl$ അഥവാ $Na^{+}Cl^{-}$

ഈ രീതിയിൽ CaF_2 ന്റെ രൂപീകരണം ചുവടെ ചേർത്തിരിക്കുന്നത് പോലെയാണ്.

$Ca \rightarrow Ca^{2+} + 2e$

$[Ar]4s^{2} \qquad [Ar]$

$F + e \rightarrow F^{-}$

$[He]\,2s^{2}\,2p^{5} \qquad [He]\,2s^{2}\,2p^{6}$ അഥവാ $[Ne]$

$Ca^{2+} + 2F^{-} \rightarrow CaF_2$ അഥവാ $Ca^{2+}(F^{-})_2$

പോസിറ്റീവ് അയോണുകളും നെഗറ്റീവ് അയോണുകളും തമ്മിലുണ്ടാകുന്ന സ്ഥിതവൈദ്യുതാകർഷണ ബലത്തെയാണ് (Electrostatic force of attraction) അയോണികബന്ധനം അഥവാ വൈദ്യുതസംയോജകബന്ധനം (Electrovalent bond) എന്നുപറയുന്നത്. **ഒരു അയോണിലുള്ള യൂണിറ്റ് ചാർജിന്റെ എണ്ണമാണ് അതിന്റെ വൈദ്യുതസംയോജകത (Electrovalency).** ആയതിനാൽ, കാത്സ്യത്തിന് 2 യൂണിറ്റ് പോസിറ്റീവ് വൈദ്യുതസംയോജകതയും ക്ലോറിന് ഒരു യൂണിറ്റ് നെഗറ്റീവ് വൈദ്യുതസംയോജകതയുമാണ് ഉള്ളത്.

കോസലിന്റെ ഈ സങ്കല്പനങ്ങളാണ് ഇലക്ട്രോൺ കൈമാറ്റത്തിലൂടെയുള്ള അയോൺ രൂപീകരണത്തെക്കുറിച്ചും അയോണികപരൽ സംയുക്തങ്ങളുടെ രൂപീകരണത്തെക്കുറിച്ചുമുള്ള ആധുനിക ആശയങ്ങളിലേയ്ക്ക് വഴി തെളിച്ചത്. അയോണികസംയുക്തങ്ങളെക്കുറിച്ച് മനസിലാക്കുന്നതിനും അവയെ ചിട്ടപ്പെടുത്തുന്നതിനും അദ്ദേഹത്തിന്റെ കാഴ്ചപ്പാടുകൾ വളരെയധികം സഹായമായി. അതേസമയം വളരെയധികം സംയുക്തങ്ങളുടെ രൂപീകരണത്തിൽ തന്റെ ആശയങ്ങൾ ഫലപ്രദമാകുന്നില്ല എന്ന തിരിച്ചറിവും അദ്ദേഹത്തിനുണ്ടായിരുന്നു.

4.1.1. അഷ്ടകനിയമം (Octet Rule)

ആറ്റങ്ങളുടെ രാസസംയോജനവുമായി ബന്ധപ്പെട്ട് 1916-ൽ ലൂയിസ്, കോസൽ എന്നിവർ ഒരു സിദ്ധാന്തം ആവിഷ്കരിച്ചു. **രാസബന്ധനവുമായി ബന്ധപ്പെട്ട ഇലക്ട്രോണികസിദ്ധാന്തം (Electronic theory of chemical bonding)** എന്നാണ് ഇത് അറിയപ്പെടുന്നത്. ഇതനുസരിച്ച് ആറ്റങ്ങൾ സംയോജിക്കുമ്പോൾ അവയുടെ ബാഹ്യതമഷെല്ലിൽ അഷ്ടകസംവിധാനം പൂർത്തിയാക്കുന്നതിനായി സംയോജകഇലക്ട്രോണുകളെ പരസ്പരം കൈമാറ്റം ചെയ്യുകയോ (ഇലക്ട്രോൺ വിട്ടുകൊടുക്കൽ/നേടൽ) പങ്കുവയ്ക്കുകയോ ചെയ്യും. ഇത് അഷ്ടകനിയമം എന്നറിയപ്പെടുന്നു.

4.1.2. സഹസംയോജകബന്ധനം (Covalent Bond)

ഒരു നിശ്ചലമായ ക്യൂബിന് ചുറ്റുമുള്ള ഇലക്ട്രോൺ ക്രമീകരണം എന്ന ആശയം ഒഴിവാക്കിക്കൊണ്ടും സഹസംയോജകബന്ധനം എന്ന പദം ഉൾപ്പെടുത്തിക്കൊണ്ടും ലൂയിസിന്റെ സങ്കല്പനങ്ങളെ ലാങ്മ്യൂർ (1919) പരിഷ്കരിച്ചു. ക്ലോറിൻ തന്മാത്രയുടെ രൂപീകരണം ഉദാഹരണമായി എടുത്തുകൊണ്ട് നമുക്ക് ലൂയിസ്-ലാങ്മ്യൂർ സിദ്ധാന്തം മനസിലാക്കാം.

ക്ലോറിൻ ആറ്റത്തിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം $[Ne]3s^{2}3p^{5}$ ആണെന്ന് നമുക്കറിയാം. ഇതിന്, തൊട്ടടുത്ത ഉത്കൃഷ്ടവാതകമായ ആർഗണിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തേക്കാൾ ഒരു ഇലക്ട്രോൺ കുറവാണ്. ആയതിനാൽ സ്ഥിരത കൈവരിക്കുന്നതിനായി 2 ക്ലോറിൻ ആറ്റങ്ങൾ ഒരു ജോടി ഇലക്ട്രോണുകളെ പങ്കുവയ്ക്കുന്നു. ഓരോ ക്ലോറിൻ ആറ്റവും ഓരോ ഇലക്ട്രോൺ വീതം സംഭാവന ചെയ്തുകൊണ്ടാണ് ഈ പങ്കുവയ്ക്കൽ സാധ്യമാകുന്നത്. ഇതിലൂടെ ഓരോ ക്ലോറിൻ ആറ്റവും ബാഹ്യതമഷെല്ലിൽ ഉത്കൃഷ്ടവാതകത്തിന്റെ അഷ്ടകസംവിധാനം കൈവരിക്കുന്നു.

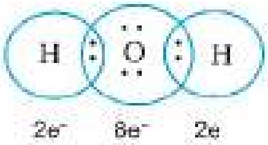
2 ക്ലോറിൻ ആറ്റങ്ങൾ തമ്മിലുള്ള സഹസംയോജകബന്ധനം

ഈ ചിത്രീകരണത്തെ ലൂയിസ് ഡോട്ട് ഘടന എന്നാണ് വിളിക്കുന്നത്. ഇവിടെ ഓരോ കുത്തുകളും സൂചിപ്പിക്കുന്നത് ഇലക്ട്രോണുകളെയാണ്.

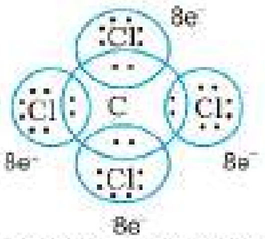
ഒരേയിനത്തിലോ വ്യത്യസ്തയിനങ്ങളിലോ ഉള്ള ആറ്റങ്ങൾ സംയോജിക്കുമ്പോഴുണ്ടാകുന്ന എല്ലാത്തരം തന്മാത്രകൾക്കും താഴെ സൂചിപ്പിച്ചിരിക്കുന്ന നിബന്ധനകളോടെ ലൂയിസ് ഡോട്ട് ഘടന വരയ്ക്കുവാൻ കഴിയും.

- ആറ്റങ്ങൾ തമ്മിൽ ഒരു ജോടി ഇലക്ട്രോൺ പങ്കുവയ്ക്കുമ്പോഴാണ് ഓരോ ബന്ധനവും ഉണ്ടാകുന്നത്.
- പങ്കുവയ്ക്കപ്പെടുന്ന ഇലക്ട്രോൺ ജോടിയിലേയ്ക്ക് (shared pair of electron) സംയോജനത്തിലേർപ്പെടുന്ന ഓരോ ആറ്റവും ചുരുങ്ങിയത് ഒരു ഇലക്ട്രോണെങ്കിലും സംഭാവന ചെയ്യുന്നു.
- ഇലക്ട്രോൺ പങ്കുവയ്ക്കുന്നതിലൂടെ സംയോജനത്തിലേർപ്പെടുന്ന ഓരോ ആറ്റവും ഉത്കൃഷ്ട വാതകത്തിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം കൈവരിക്കുന്നു.

ജലതന്മാത്രയിലും കാർബൺ ടെട്രാക്ലോറൈഡ് തന്മാത്രയിലുമുള്ള സഹസംയോജകബന്ധനം താഴെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന രീതിയിൽ ചിത്രീകരിക്കാം.

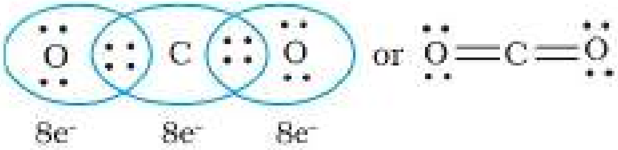


ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങൾ ദ്വിക സംവിധാനവും ഓക്സിജൻ ആറ്റം അഷ്ടകസംവിധാനവും കൈവരിക്കുന്നു.

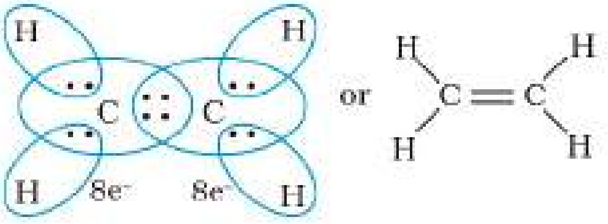


കാർബൺ ആറ്റവും നാല് ക്ലോറിൻ ആറ്റങ്ങളും അഷ്ടകസംവിധാനം കൈവരിക്കുന്നു

രണ്ട് ആറ്റങ്ങൾ ഒരു ജോടി ഇലക്ട്രോണുകളെ പങ്കുവയ്ക്കുമ്പോൾ ഒരു ഏകബന്ധനം (single bond) ഉണ്ടാകുന്നു. പല സംയുക്തങ്ങളിലും ആറ്റങ്ങൾ **ബഹുബന്ധനങ്ങളിൽ (multiple bonds)** ഏർപ്പെടുന്നു. രണ്ട് ആറ്റങ്ങൾ ഒന്നിലധികം ജോടി ഇലക്ട്രോണുകളെ പങ്കുവയ്ക്കുമ്പോഴാണ് ബഹുബന്ധനങ്ങൾ ഉണ്ടാകുന്നത്. **രണ്ട് ആറ്റങ്ങൾ രണ്ടു ജോടി ഇലക്ട്രോണുകളെ പങ്കുവയ്ക്കുമ്പോൾ അതിനെ ദ്വിബന്ധനം (double bond) എന്നു പറയുന്നു.** ഉദാഹരണമായി കാർബൺഡൈഓക്സൈഡ് തന്മാത്രയിൽ കാർബൺ ആറ്റത്തിനും ഓക്സിജൻ ആറ്റങ്ങൾക്കുമിടയിലായി 2 ദ്വിബന്ധനങ്ങളാണുള്ളത്. അതുപോലെ, എഥീൻ തന്മാത്രയിൽ 2 കാർബൺ ആറ്റങ്ങൾ തമ്മിൽ ഒരു ദ്വിബന്ധനത്തിലൂടെ ബന്ധിക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു.



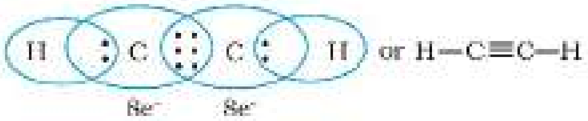
CO_2 തന്മാത്രയിലെ ദ്വിബന്ധനം



എഥീൻ (C_2H_4) തന്മാത്ര

രണ്ട് ആറ്റങ്ങൾ മൂന്നു ജോടി ഇലക്ട്രോണുകളെ പങ്കുവയ്ക്കുമ്പോൾ ഒരു ത്രിബന്ധനം (Triple Bond) ഉണ്ടാകുന്നു. ഉദാഹരണമായി നൈട്രജൻ തന്മാത്രയിൽ രണ്ട് നൈട്രജൻ ആറ്റങ്ങൾക്കിടയിലും ഈഥൈൻ തന്മാത്രയിൽ 2 കാർബൺ ആറ്റങ്ങൾക്കിടയിലും ത്രിബന്ധനമാണുള്ളത്.

നൈട്രജൻ (N_2) തന്മാത്ര



ഈഥൈൻ (C_2H_2) തന്മാത്ര

4.1.3. ലഘുതന്മാത്രകളുടെ ലൂയിസ് ഘടനകൾ (Lewis structures)

അഷ്ടകനിയമത്തിന്റെയും ഇലക്ട്രോൺ പങ്കുവയ്ക്കലിന്റെയും അടിസ്ഥാനത്തിൽ തന്മാത്രകളിലേയും അയോണുകളിലേയും രാസബന്ധനം സൂചിപ്പിക്കുന്ന ഒരു ചിത്രമാണ് ലൂയിസ് ഡോട്ട് ഘടന നൽകുന്നത്. ഒരു തന്മാത്രയുടെ സ്വഭാവത്തെയും അതിലെ ബന്ധനത്തെയും പറ്റി സമ്പൂർണമായ ഒരു ചിത്രം ഇത് നൽകുന്നില്ലെങ്കിലും ഇവയെക്കുറിച്ച് ഒരു വലിയ അളവുവരെ മനസിലാക്കുവാൻ ഈ ചിത്രീകരണം സഹായിക്കുന്നു. അതുകൊണ്ട് തന്മാത്രകളുടെ ലൂയിസ് ഡോട്ട് ഘടന വളരെയധികം പ്രയോജനപ്രദമാണ്.

ഒരു തന്മാത്രയുടെ ലൂയിസ് ഘടനയെഴുതുന്നതിന് താഴെപ്പറയുന്ന ഘട്ടങ്ങൾ അവലംബിക്കാം.

- ആദ്യമായി ലൂയിസ്ഘടന എഴുതുന്നതിനാവശ്യമായ ആകെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം കാണക്കാക്കുക. ഇത് തന്നിരിക്കുന്ന തന്മാത്രയിലെ ഓരോ ആറ്റങ്ങളുടെയും സംയോജക

ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ആകെ എണ്ണത്തിന് തുല്യമായിരിക്കും. ഉദാഹരണമായി മീഥെയ്ൻ തന്മാത്രയിൽ ബന്ധനത്തിനായി ലഭ്യമായ ആകെ സംയോജകഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം 8 ആണ്. (കാർബണിൽ നിന്ന് 4 എണ്ണവും നാല് ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങളിൽ നിന്ന് 4 എണ്ണവും)

- ആനയോണുകളുടെ കാര്യത്തിൽ ആകെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണത്തോടൊപ്പം നെഗറ്റീവ് ചാർജിന് തുല്യമായ എണ്ണം ഇലക്ട്രോണുകൾ കൂട്ടിച്ചേർക്കുകയും കാറ്റയോണുകളിൽ പോസിറ്റീവ് ചാർജിന് തുല്യമായ എണ്ണം ഇലക്ട്രോണുകൾ കുറയ്ക്കുകയും വേണം. ഉദാഹരണമായി, കാർബണേറ്റ് CO_3^{2-} അയോണിൽ കാർബൺ ആറ്റത്തിലും ഓക്സിജൻ ആറ്റത്തിലുമുള്ള ആകെ സംയോജകഇലക്ട്രോണുകളോടൊപ്പം 2 കൂട്ടുകയും അമോണിയം അയോണിൽ (NH_4^+) ന്യൂട്രൽ ആറ്റങ്ങളിലുള്ള ആകെ സംയോജക ഇലക്ട്രോണുകളിൽ നിന്ന് ഒന്നു കുറയ്ക്കുകയും വേണം.

- സംയോജിക്കുന്ന ആറ്റങ്ങളുടെ പ്രതീകങ്ങളെ കുറിച്ചും സംയുക്തത്തിന്റെ ഏകദേശഘടനയെ കുറിച്ചുമുള്ള ധാരണ ഉപയോഗപ്പെടുത്തി ഈ ഇലക്ട്രോണുകളെ ആകെയുള്ള ബന്ധനങ്ങൾക്ക് ആനുപാതികമായി ബോണ്ടിംഗ് ഇലക്ട്രോൺ ജോടികളായി ആറ്റങ്ങൾക്കിടയിൽ വിന്യസിക്കുക.

- സാധാരണയായി ഇലക്ട്രോനെഗറ്റിവിറ്റി ഏറ്റവും കുറഞ്ഞ ആറ്റത്തെ തന്മാത്രയുടെ അഥവാ അയോണിന്റെ കേന്ദ്രസ്ഥാനത്തായി ക്രമീകരിക്കുന്നു. ഉദാഹരണമായി NF_3 , CO_3^{2-}, എന്നിവയിൽ കേന്ദ്രസ്ഥാനത്തായി യഥാക്രമം നൈട്രജൻ, കാർബൺ എന്നീ ആറ്റങ്ങളും അഗ്രഭാഗങ്ങളിലായി ഫ്ളൂറിൻ, ഓക്സിജൻ എന്നീ ആറ്റങ്ങളും ക്രമീകരിക്കുന്നു.

- ഏകബന്ധനത്തിന് ആവശ്യമായ ഇലക്ട്രോൺ ജോടികളെ വിന്യസിച്ചതിന് ശേഷം അവശേഷിക്കുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളെ ഓരോ ആറ്റത്തിനും അഷ്ടകസംവിധാനം ലഭിക്കത്തക്കരീതിയിൽ ബഹുബന്ധനത്തിനായോ ഏകാന്തജോടി ഇലക്ട്രോണുകളായോ വിന്യസിക്കുക.

ചില തന്മാത്രകളുടെ/അയോണുകളുടെ ലൂയിസ് ചിത്രീകരണം (ഘടന) പട്ടിക 4.1 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.

പട്ടിക 4.1 ചില തന്മാത്രകളുടെ ലൂയിസ് ചിത്രീകരണം

തന്മാത്ര/അയോൺ		ലൂയിസ് ഘടന
H_2	H : H*	H – H
O_2	:Ö::Ö:	:Ö=Ö:
O_3		
NF_3		
CO_3^{2-}		
HNO_3		

* രണ്ടു ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റവും ഹീലിയത്തിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം നേടുന്നു (ദ്വികഇലക്ട്രോൺസംവിധാനം)

പ്രശ്നം 4.1

CO തന്മാത്രയുടെ ലൂയിസ് ഡോട്ട് ഘടന എഴുതുക.

ഉത്തരം:

ഘട്ടം 1 : കാർബൺ ആറ്റത്തിന്റെയും ഓക്സിജൻ ആറ്റത്തിന്റെയും സംയോജക ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ആകെ എണ്ണം കാണുക.

കാർബണിന്റെയും ഓക്സിജന്റെയും ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസം യഥാക്രമം $2s^2\,2p^2$, $2s^2\,2p^4$ എന്നാണ്.

സംയോജക ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ആകെ എണ്ണം = 4+6=10

ഘട്ടം 2 : CO തന്മാത്രയുടെ അടിസ്ഥാന (skeletal) ഘടന C O എന്നെഴുതുക.

ഘട്ടം 3 : C, O എന്നീ ആറ്റങ്ങൾക്കിടയിലായി ഒരു ഏകബന്ധനം (ഒരു ജോടി ഇലക്ട്രോണുകൾ) വരയ്ക്കുക. ഓക്സിജന്റെ അഷ്ടകം പൂർത്തിയാക്കുക. അവശേഷിക്കുന്ന 2 ഇലക്ട്രോണുകളെ കാർബൺ ആറ്റത്തിന്റെ ഏകാന്തജോടി ഇലക്ട്രോണുകളായി രേഖപ്പെടുത്തുക.

ഇങ്ങനെ ചെയ്യുന്നതിലൂടെ കാർബണിന്റെ അഷ്ടകം പൂർത്തിയാക്കപ്പെടുന്നില്ല. ആയതിനാൽ നമുക്ക് ബഹുബന്ധനത്തെപ്പറ്റി ചിന്തിക്കേണ്ട തായി വരുന്നു. ഇവിടെ കാർബൺ ഓക്സിജൻ ആറ്റങ്ങൾക്കിടയിൽ ഒരു ത്രിബന്ധനം കൊടുക്കുക യാണെങ്കിൽ രണ്ട് ആറ്റങ്ങൾക്കും അഷ്ടക സംവിധാനം ലഭിക്കും.

പ്രശ്നം 4.2

നൈട്രൈറ്റ് അയോണിന്റെ (NO_2^-) ലൂയിസ്ഘടന എഴുതുക.

ഉത്തരം

ഘട്ടം 1 : നൈട്രജൻ ആറ്റത്തിന്റെയും ഓക്സിജൻ ആറ്റത്തിന്റെയും സംയോജക ഇലക്ട്രോണു കളുടെ ആകെ എണ്ണം കാണുക. ഇതിനോടൊപ്പം ഒരു നെഗറ്റീവ് ചാർജിന് തുല്യമായി ഒരു ഇലക്ട്രോൺ കൂടി കൂട്ടിച്ചേർക്കുക.

N($2s^2$ $2p^3$), O ($2s^2$ $2p^4$)

ആകെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം = 5+2×6+1=18 ഇലക്ട്രോണുകൾ.

ഘട്ടം 2 :

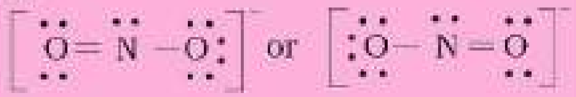
NO_2^- ന്റെ അടിസ്ഥാനഘടനയായി O N O എന്നെഴുതുക.

ഘട്ടം 3 :

നൈട്രജൻ ആറ്റത്തിനും ഓരോ ഓക്സിജൻ ആറ്റങ്ങൾക്കുമിടയിൽ ഓരോ ഏകബന്ധനം വര യ്ക്കുക. ഓരോ ഓക്സിജൻ ആറ്റങ്ങൾക്കും അഷ്ടകസംവിധാനം പൂർത്തിയാകത്തക്കവിധത്തിൽ ഏകാന്തജോടി ഇലക്ട്രോണുകൾ കൊടുക്കുക. അവശേഷിക്കുന്ന 2 ഇലക്ട്രോണുകളെ നൈട്രജൻ ആറ്റത്തിന്റെ ഏകാന്തജോടി ഇലക്ട്രോ ണുകളായി രേഖപ്പെടുത്തുക. ഇങ്ങനെ ചെയ്യുന്ന തിലൂടെ നൈട്രജൻ ആറ്റത്തിൽ അഷ്ടകം പൂർത്തീകരിക്കപ്പെടുന്നില്ല.

അതിനാൽ നൈട്രജൻ ആറ്റത്തിനും ഏതെങ്കിലും ഒരു ഓക്സിജൻ ആറ്റത്തിനുമിടയിൽ ദ്വിബന്ധനം കൊടുക്കുക. ഇങ്ങനെ ചെയ്യുമ്പോൾ താഴെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന ലൂയിസ് ഡോട്ട് ഘടനകൾ ലഭിക്കുന്നു.

or



4.1.4. ഔപചാരികചാർജ് (Formal charge)

ലൂയിസ് ഡോട്ട് ഘടനകൾ പൊതുവെ തന്മാത്രകളുടെ യഥാർഥ ആകൃതി നൽകുന്നില്ല. കൂടാതെ ബഹു അറ്റോമികഅയോണുകളിൽ ആകെ ചാർജ് ഒരു പ്രത്യേക ആറ്റത്തിന് മാത്രമായല്ല, അയോണിന് മൊത്തമായാണ് നൽകുന്നത്. എന്നിരുന്നാലും, ഇവിടെ ഓരോ ആറ്റത്തിനും പ്രത്യേകമായി ഒരു ഔപചാരിക ചാർജ് (formal charge) നൽകുവാൻ കഴിയും. ഒരു ബഹുഅറ്റോമികതന്മാത്രയിലെ/അയോണിലെ ഒരു ആറ്റത്തിന്റെ നിയമാനുസൃതചാർജ് എന്നത് ആ ആറ്റം സ്വതന്ത്രാവസ്ഥയിലിരിക്കുമ്പോഴുള്ള സംയോജക ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണത്തിന്റെയും ലൂയിസ് ഘടനയിൽ ആ പ്രത്യേക ആറ്റത്തിനായി രേഖപ്പെടു ത്തിയിട്ടുള്ള ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണത്തിന്റെയും വ്യത്യാസമാണ്.

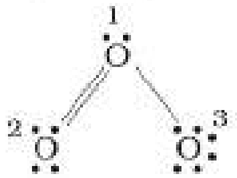
അതായത്,

ലൂയിസ് ഘടനയിലെ ഒരാറ്റത്തിന്റെ ഔപചാരിക ചാർജ് (F.C) =

[സ്വതന്ത്രാവസ്ഥയിലിരിക്കുന്ന ആറ്റത്തിന്റെ സംയോജക ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ആകെ എണ്ണം] – [ഏകാന്തജോടി ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ആകെ എണ്ണം] – (1/2) [ബന്ധനത്തിൽ ഏർപ്പെട്ടിരിക്കുന്ന (പങ്കുവയ്ക്കപ്പെട്ട) ആകെ ഇലക്ട്രോണുക ളുടെ എണ്ണം]

ഒരു തന്മാത്രയിലെ ഒരു ആറ്റത്തിന്, പങ്കുവയ്ക്ക പ്പെടുന്ന ഇലക്ട്രോൺജോടികളിൽ ഓരോ ഇല ക്ട്രോൺ വീതവും ഏകാന്തജോടി ഇലക്ട്രോണുകൾ രണ്ടെണ്ണവും ലഭിക്കുന്നു എന്ന സങ്കല്പത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിലാണ് ഔപചാരികചാർജ് കണക്കാ ക്കുന്നത്.

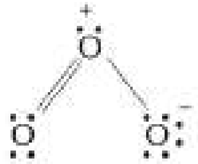
ഉദാഹരണമായി, നമുക്ക് ഓസോൺ തന്മാത്ര (O_3) യുടെ കാര്യമെടുക്കാം. ഈ തന്മാത്രയുടെ ലൂയിസ് ഘടന താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന തരത്തിലാണ്.



ഇവിടെ ഓക്സിജൻ ആറ്റങ്ങളെ നമുക്ക് 1,2,3, എന്നിങ്ങനെ അടയാളപ്പെടുത്താം.

- ഒന്നാമത്തെ ഓക്സിജൻ ആറ്റത്തിന്റെ നിയമാനുസൃതചാർജ് $= 6 - 2 - \frac{1}{2}(6) = +1$
- രണ്ടാമത്തെ ഓക്സിജൻ ആറ്റത്തിന്റെ നിയമാനുസൃതചാർജ് $= 6 - 4 - \frac{1}{2}(4) = 0$
- മൂന്നാമത്തെ ഓക്സിജൻ ആറ്റത്തിന്റെ നിയമാനുസൃതചാർജ് $= 6 - 6 - \frac{1}{2}(2) = -1$

ആയതിനാൽ, ഓസോൺ തന്മാത്രയെ നിയമാനുസൃതചാർജ് ഉൾപ്പെടെ താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന രീതിയിൽ ചിത്രീകരിക്കാം.



നിയമാനുസൃതചാർജ് എന്നത് ഒരു തന്മാത്രയ്ക്കുള്ളിലെ യഥാർഥ ചാർജ് വിഭജനമല്ല എന്ന വസ്തുത നാം മനസിലാക്കേണ്ടതുണ്ട്. ഒരു തന്മാത്രയിലെ സംയോജക ഇലക്ട്രോണുകളുടെ ഗതി (track) മനസിലാക്കുന്നതിന് മാത്രമേ ഇത് ഉപകരിക്കുകയുള്ളൂ. കൂടാതെ ഒരു തന്മാത്രയുടെ/അയോണിന്റെ സാധ്യമായ ലൂയിസ് ഘടനയിൽ നിന്ന് ഏറ്റവും ഊർജം കുറഞ്ഞത് തെരഞ്ഞെടുക്കുന്നതിനും ഇത് സഹായിക്കുന്നു. **ആറ്റങ്ങളിൽ ഏറ്റവും കുറഞ്ഞ നിയമാനുസൃതചാർജുള്ള ഘടനയാണ് സാധാരണയായി ഏറ്റവും ഊർജം കുറഞ്ഞത്. ആറ്റങ്ങൾ തമ്മിൽ ഇലക്ട്രോൺജോടികളെ തുല്യമായി പങ്കുവച്ചുകൊണ്ട് തനതായ സഹസംയോജകബന്ധനം ഉണ്ടാകുന്നു എന്ന വസ്തുതയാണ് നിയമാനുസൃത ചാർജിന് ആധാരം.**

4.1.5. അഷ്ടകനിയമത്തിന്റെ പോരായ്മകൾ

അഷ്ടകനിയമം മിക്ക ഓർഗാനിക് സംയുക്തങ്ങളുടേയും ഘടന മനസിലാക്കുന്നതിന് സഹായകമാണ്. പ്രധാനമായും രണ്ടാമത്തെ പീരിയഡിലെ മൂലകങ്ങൾക്കാണ് ഇത് ബാധകമായിരിക്കുന്നത്. ഈ നിയമം ഉപയോഗപ്രദമാണെങ്കിലും സാർവത്രികമല്ല. പ്രധാനമായും മൂന്ന് തരത്തിലുള്ള പോരായ്മകളാണ് അഷ്ടകനിയമത്തിനുള്ളത്.

കേന്ദ്രആറ്റത്തിൽ അപൂർണമായ അഷ്ടകം ഉള്ളത്:

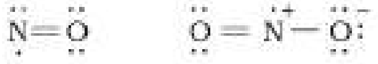
ചില സംയുക്തങ്ങളിൽ കേന്ദ്ര ആറ്റത്തിന് ചുറ്റുമുള്ള ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം എട്ടിൽ കുറവായിരിക്കും. ബാഹ്യതമഷെല്ലിൽ 4 ഇലക്ട്രോണുകളിൽ കുറവുള്ള മൂലകങ്ങളിലാണ് പ്രത്യേകിച്ചും ഇങ്ങനെ സംഭവിക്കുന്നത്. LiCl, BeH_2, BCl_3 എന്നിവ ഇതിന് ഉദാഹരണങ്ങളാണ്.

$$\mathrm{Li:Cl} \qquad \mathrm{H:Be:H} \qquad \mathrm{Cl:\overset{\overset{\displaystyle Cl}{..}}{B}:Cl}$$

Li, Be, B എന്നിവയിൽ യഥാക്രമം 1,2,3 സംയോജക ഇലക്ട്രോണുകളാണുള്ളത്. ഇത്തരത്തിലുള്ള മറ്റു ചില സംയുക്തങ്ങളാണ് $AlCl_3$, BF_3 എന്നിവ.

"ഒറ്റ ഇലക്ട്രോൺ" തന്മാത്രകൾ (Odd electron molecules)

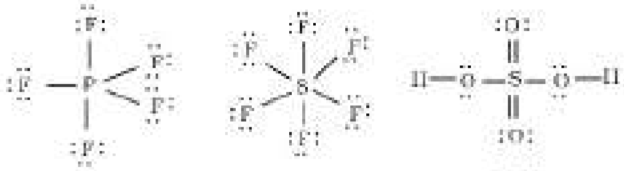
നൈട്രിക് ഓക്സൈഡ് (NO), നൈട്രജൻ ഡയോക്സൈഡ് (NO_2) തുടങ്ങിയവയുടെ തന്മാത്രകളിൽ കേന്ദ്ര ആറ്റത്തിന് ചുറ്റുമായി ഒറ്റസംഖ്യ (odd number) ഇലക്ട്രോണുകളാണ് ഉള്ളത്. ഇവയിൽ ചില ആറ്റങ്ങൾ അഷ്ടകനിയമം പാലിക്കുന്നില്ല.



വികസിതഅഷ്ടകം (Expanded octet)

മൂന്നാമത്തെയും അതിന് ശേഷമുള്ള പീരിയഡുകളിലെയും മൂലകങ്ങളിൽ രാസബന്ധനത്തിനായി *s*, *p* എന്നീ ഓർബിറ്റലുകൾ കൂടാതെ *d* ഓർബിറ്റലുകൾ കൂടി ലഭ്യമാണ്. ഈ മൂലകങ്ങളുടെ പല സംയുക്തങ്ങളിലും കേന്ദ്ര ആറ്റത്തിന് ചുറ്റുമായി 8-ൽ കൂടുതൽ ഇലക്ട്രോണുകളുണ്ട്. ഇതിനെയാണ് വികസിത അഷ്ടകം എന്നുപറയുന്നത്. ഇവയുടെ കാര്യത്തിലും അഷ്ടകനിയമം ബാധകമല്ല എന്നത് വ്യക്തമാണ്.

PF_5, SF_6, സൾഫ്യൂറിക് ആസിഡ് കൂടാതെ പല കോർഡിനേഷൻ സംയുക്തങ്ങളും ഇത്തരം സംയുക്തങ്ങൾക്ക് ഉദാഹരണങ്ങളാണ്.



PF_5 — P ആറ്റത്തിന് ചുറ്റും 10 ഇലക്ട്രോണുകൾ; SF_6 — S ആറ്റത്തിന് ചുറ്റും 12 ഇലക്ട്രോണുകൾ; H_2SO_4 — S ആറ്റത്തിന് ചുറ്റും 12 ഇലക്ട്രോണുകൾ

അതേസമയം തന്നെ, അഷ്ടകനിയമം അനുസരിക്കുന്ന അനേകം സംയുക്തങ്ങൾ സൾഫർ ഉണ്ടാക്കുന്നു എന്നത് രസകരമായ ഒരു കാര്യമാണ്. ഉദാഹരണമായി സൾഫർ ഡൈക്ലോറൈഡിൽ സൾഫറിന് ചുറ്റും അഷ്ടകഇലക്ട്രോൺ സംവിധാനമാണുള്ളത്.

അഷ്ടകനിയമത്തിന്റെ മറ്റു പോരായ്മകൾ

- ഉത്കൃഷ്ടവാതകങ്ങളുടെ രാസികമായ അലസതയെ ആധാരമാക്കിയാണ് അഷ്ടകനിയമം രൂപീകരിച്ചിരിക്കുന്നതെന്ന് നമുക്കറിയാം. എന്നാൽ സിനോൺ, ക്രിപ്റ്റോൺ തുടങ്ങിയ ചില ഉത്കൃഷ്ടവാതകങ്ങൾ ഓക്സിജൻ, ഫ്ളൂറിൻ തുടങ്ങിയ ആറ്റങ്ങളുമായി സംയോജിച്ച് XeF_2, KrF_2, $XeOF_2$ തുടങ്ങി അനേകം സംയുക്തങ്ങൾ ഉണ്ടാക്കുന്നുണ്ട്.
- തന്മാത്രകളുടെ ആകൃതിയെക്കുറിച്ച് ഈ നിയമം വിശദീകരിക്കുന്നില്ല.
- തന്മാത്രകളുടെ ഊർജത്തെക്കുറിച്ച് പൂർണമായും അറിയാതിരിക്കുന്നതിനാൽ അവയുടെ ആപേക്ഷിക സ്ഥിരതയെപ്പറ്റി വിശദീകരിക്കുന്നില്ല.

4.2. അയോണികബന്ധനം അഥവാ വൈദ്യുതസംയോജകബന്ധനം

അയോണികബന്ധനരൂപീകരണവുമായി ബന്ധപ്പെട്ട കോസൽ-ലൂയിസ് സമീപനപ്രകാരം അയോണിക സംയുക്തങ്ങളുടെ രൂപീകരണം പ്രാഥമികമായി ആശ്രയിക്കുന്നത് താഴെപ്പറയുന്നവയെയാണ്.

- ന്യൂട്രൽ ആറ്റങ്ങളിൽ നിന്ന് പോസിറ്റീവ് അയോണും നെഗറ്റീവ് അയോണും, ഉണ്ടാകാനുള്ള എളുപ്പം
- ഖരരൂപത്തിലുള്ള സംയുക്തത്തിന്റെ ജാലിക (lattice) യിലെ പോസിറ്റീവ് അയോണുകളുടേയും നെഗറ്റീവ് അയോണുകളുടേയും ക്രമീകരണം.

ഒരു നിർവീര്യ ആറ്റത്തിൽ നിന്ന് ഇലക്ട്രോൺ നീക്കം ചെയ്യുന്നതിലൂടെ (അയോണീകരണം) ഒരു പോസിറ്റീവ് അയോണും അതിൽ ഇലക്ട്രോൺ കൂട്ടിച്ചേർക്കുന്നതിലൂടെ ഒരു നെഗറ്റീവ് അയോണും ഉണ്ടാകുന്നു.

$M(g) \rightarrow M^+(g) + e^-$; അയോണീകരണഎൻഥാൽപി

$X(g) + e^- \rightarrow X^-(g)$; ഇലക്ട്രോൺആർജിത എൻഥാൽപി

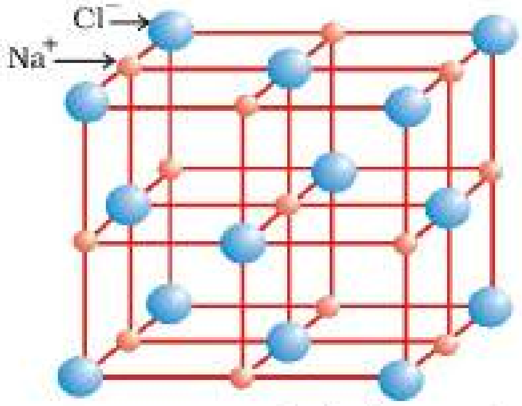
$M^+(g) + X^-(g) \rightarrow MX(s)$; ജാലിക എൻഥാൽപി

വാതകാവസ്ഥയിലുള്ള ഒരു ആറ്റം അതിന്റെ നിമ്നതാഊർജാവസ്ഥയിൽ ഒരു ഇലക്ട്രോണിനെ സ്വീകരിക്കുമ്പോഴുണ്ടാകുന്ന എൻഥാൽപി വ്യത്യാസത്തെയാണ് ഇലക്ട്രോൺ ആർജിതഎൻഥാൽപി ($\Delta_{eg}H$) എന്നു പറയുന്നത് (യൂണിറ്റ് 3). ഇലക്ട്രോൺ സ്വീകരിക്കുന്ന പ്രക്രിയ താപശോഷകമോ താപമോചകമോ ആകാം. എന്നാൽ, അയോണീകരണ പ്രക്രിയ എല്ലായ്പ്പോഴും താപശോഷകമാണ്. സാധാരണയായി നെഗറ്റീവ് ചിഹ്നം ചേർത്ത ഇലക്ട്രോൺ ആർജിതഎൻഥാൽപിയെ ഇലക്ട്രോൺ പ്രതിപത്തി (Electron affinity) എന്നു പറയുന്നു.

അയോണീകരണഊർജം താരതമ്യേന കുറഞ്ഞ മൂലകങ്ങളും ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി താരതമ്യേന കൂടുതൽ നെഗറ്റീവായ മൂലകങ്ങളും തമ്മിൽ വളരെ എളുപ്പത്തിൽ അയോണിക ബന്ധനം രൂപീകൃതമാകുന്നു.

മിക്ക അയോണിക സംയുക്തങ്ങളിലും ലോഹീയ മൂലകത്തിൽ നിന്ന് കാറ്റയോണും അലോഹീയ മൂലകത്തിൽ നിന്ന് ആനയോണും ഉണ്ടാകുന്നു. ഇതിന് ഒരു അപവാദമാണ് അമോണിയം അയോൺ (NH_4^+). അനേകം അയോണിക സംയുക്തങ്ങളുടെ കാറ്റയോണായ ഇത് രണ്ട് അലോഹീയമൂലകങ്ങൾ ചേർന്നുണ്ടായിട്ടുള്ളതാണ്.

ഖരഘടനയുള്ള അയോണികസംയുക്തങ്ങളിൽ വൈദ്യുതാകർഷണ പാരസ്പര്യഊർജമുപയോഗിച്ച് ബന്ധിപ്പിച്ച കാറ്റയോണുകളും ആനയോണുകളും ത്രിമാനതലത്തിലാണ് ക്രമീകരിച്ചിരിക്കുന്നത്. ഈ സംയുക്തങ്ങൾക്ക് പല തരത്തിലുള്ള ഖരഘടനയാണുള്ളത്. ഇവ അയോണുകളുടെ വലിപ്പത്തെയും അവയുടെ ഖരലിലെ ക്രമീകരണത്തെയും മറ്റു പല ഘടകങ്ങളെയും ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. ഉദാഹരണമായി, സോഡിയം ക്ലോറൈഡിന്റെ (ശിലാലവണം) ക്രിസ്റ്റൽഘടന താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്നു



ശിലാലവണഘടന (Rock salt structure)

അയോണികസംയുക്തങ്ങളിൽ ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപിയുടെയും അയോണീകരണ ഊർജത്തിന്റെയും ആകെ തുക പോസിറ്റീവ് ആകാം. എന്നിട്ടും എന്തുകൊണ്ടാണ് അവയുടെ ക്രിസ്റ്റൽ ഘടന സ്ഥിരതയുള്ളതായിരിക്കുന്നതെന്ന് ചിന്തിച്ചിട്ടുണ്ടോ? ഇത്തരം സംയുക്തങ്ങളുടെ ജാലിക (lattice) രൂപീകൃതമാകുമ്പോൾ ഊർജം പുറന്തള്ളുന്നതുകൊണ്ടാണിത്. ഉദാഹരണമായി, Na(g)-ൽ നിന്ന് Na (g) രൂപീകൃതമാകുന്നതിന് ആവശ്യമായ അയോണീകരണഊർജം 495.8 kJ mol^{-1} ആണ്. എന്നാൽ, Cl(g) + e → Cl (g) എന്ന പ്രക്രിയയുടെ ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി വെറും –348.7 kJ mol^{-1} മാത്രമാണ്. ഈ രണ്ട് ഊർജങ്ങളുടെയും കൂടി തുക 147.1 kJ mol^{-1} ആണ്. NaCl രൂപീകൃതമാകുമ്പോഴുള്ള ലാറ്റിസ് എൻഥാൽപി ഉപയോഗിച്ച് (–788 kJ mol^{-1}) ഇത് പരിഹരിക്കപ്പെടുന്നു (compensate). അതുകൊണ്ട്, ഈ പ്രക്രിയകളിൽ സ്വതന്ത്രമാകുന്ന ഊർജം സ്വീകരിക്കപ്പെടുന്ന ഊർജത്തേക്കാൾ കൂടുതലാണ്. **ആയതിനാൽ ഒരു അയോണിക സംയുക്തത്തിന്റെ സ്ഥിരത അതിലെ വാതകാവസ്ഥയിലുള്ള അയോണുകൾ അഷ്ടക സംവിധാനം കൈവരിക്കുന്നതിനെ മാത്രമല്ല, മറിച്ച് ആ സംയുക്തം ഉണ്ടാകുമ്പോഴുള്ള ജാലികാ എൻഥാൽപിയെയാണ് പ്രധാനമായും ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നത്. അതിനാൽ നാം ജാലികാ എൻഥാൽപിയെപ്പറ്റി കൂടുതൽ മനസിലാക്കേണ്ടിയിരിക്കുന്നു.**

4.2.1 ജാലികാഎൻഥാൽപി (Lattice enthalpy)

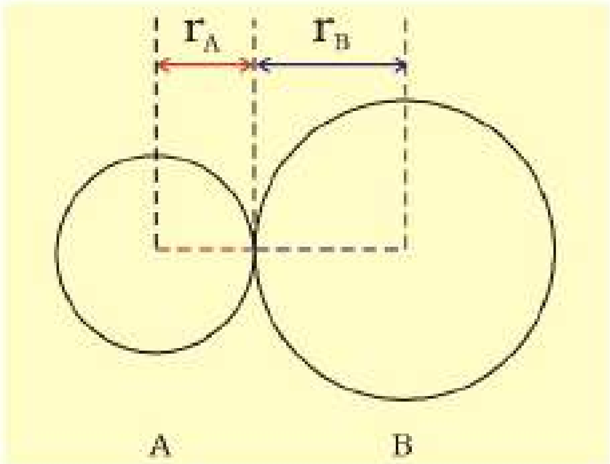
ഖരാവസ്ഥയിലുള്ള ഒരു മോൾ അയോണിക സംയുക്തത്തെ വാതകാവസ്ഥയിലുള്ള ഘടക അയോണുകളായി പൂർണമായും വേർതിരിക്കുവാനുള്ള ഊർജത്തെയാണ് അതിന്റെ ജാലികാ എൻഥാൽപി എന്നുപറയുന്നത്. ഉദാഹരണമായി NaCl ന്റെ ജാലികാഎൻഥാൽപി 788kJ/mol ആണ്. ഒരു മോൾ ഖര NaCl നെ ഒരു മോൾ Na^-(g) ആയും ഒരു മോൾ Cl(g) ആയും അനന്തമായ അകലത്തിലേയ്ക്ക് വേർതിരിക്കുന്നതിന് 788kJ ഊർജം ആവശ്യമാണെന്നാണ് ഇതിൽ നിന്ന് മനസിലാക്കേണ്ടത്.

വിപരീതചാർജുകളുള്ള അയോണുകൾ തമ്മിലുള്ള ആകർഷണബലവും ഒരേ ചാർജുള്ള അയോണുകൾ തമ്മിലുള്ള വികർഷണബലവും ഈ പ്രക്രിയയിലുണ്ട്. ഈ ആകർഷണ-വികർഷണബലങ്ങൾ മാത്രമുപയോഗിച്ചുകൊണ്ട് ത്രിമാനരൂപത്തിലുള്ള ഒരു പരലിന്റെ ജാലികാഎൻഥാൽപി കണ്ടുപിടിക്കുക സാധ്യമല്ല. ഇതിനായി പരൽഘടനയുമായി ബന്ധപ്പെട്ട മറ്റു ഘടകങ്ങൾകൂടി പരിഗണിക്കേണ്ടതായുണ്ട്.

4.3. ബന്ധനപരാമാത്ര (Bond Parameters)

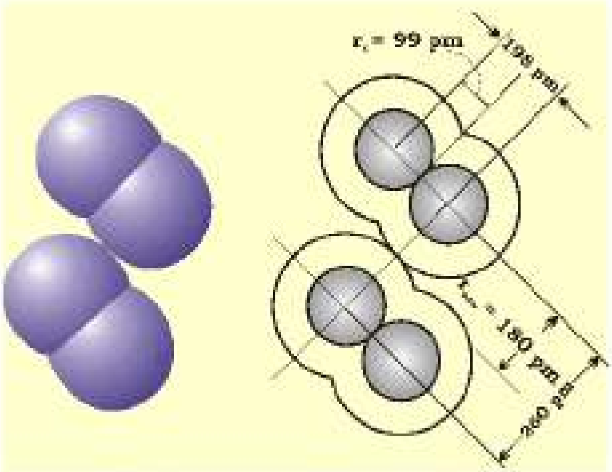
4.3.1. ബന്ധനദൈർഘ്യം (Bond Length)

ഒരു തന്മാത്രയിലെ ബന്ധനത്തിലേർപ്പെട്ടിരിക്കുന്ന രണ്ട് ആറ്റങ്ങളുടെ ന്യൂക്ലിയസുകൾ തമ്മിലുള്ള സന്തുലിതഅകലത്തെയാണ് ബന്ധനദൈർഘ്യം എന്നുപറയുന്നത്. ഇത് കണ്ടുപിടിക്കുന്നത് സ്പെക്ട്രോസ്കോപ്പി, ഇലക്ട്രോൺ ഡിഫ്രാക്ഷൻ, എക്സ്റേ ഡിഫ്രാക്ഷൻ തുടങ്ങിയ സാങ്കേതികവിദ്യകളിലൂടെയാണ്. ഇവയെപ്പറ്റി നിങ്ങൾ ഉയർന്ന ക്ലാസുകളിൽ പഠിക്കും. ബന്ധനജോടിയിലെ (Bonded pair) ഓരോ ആറ്റവും ബന്ധനദൈർഘ്യം നിർണയിക്കുന്നതിൽ അതിന്റേതായ പങ്കുവഹിക്കുന്നു (ചിത്രം 4.1). ഒരു സഹസംയോജകബന്ധനത്തിൽ ഓരോ ആറ്റവും പ്രദാനം ചെയ്യുന്ന അകലത്തെ ആ ആറ്റത്തിന്റെ സഹസംയോജക ആരം (covalent radius) എന്നാണ് പറയുന്നത്.



ചിത്രം 4.1 ഒരു സഹസംയോജകതന്മാത്രയായ AB -യിലെ ബന്ധനദൈർഘ്യം. $R = r_A + r_B$. R എന്നത് ബന്ധനദൈർഘ്യമാണ്. r_A യും r_B യും യഥാക്രമം A, B തുടങ്ങിയ ആറ്റങ്ങളുടെ സഹസംയോജകആരങ്ങളാണ്.

ബന്ധനാവസ്ഥയിൽ ഒരു ആറ്റത്തിന്റെ അന്തർഭാഗവുമായി (core) സമ്പർക്കത്തിലിരിക്കുന്ന അടുത്ത ആറ്റത്തിന്റെ അന്തർഭാഗത്തിന്റെ ഏകദേശ ആരം കണക്കാക്കിയാണ് സഹസംയോജക ആരം കണ്ടുപിടിക്കുന്നത്. സഹസംയോജകബന്ധനത്തിലേർപ്പെട്ടിരിക്കുന്ന ഒരു തന്മാത്രയിലെ ഒരേ പോലെയുള്ള രണ്ട് ആറ്റങ്ങളുടെ ന്യൂക്ലിയസുകൾ തമ്മിലുള്ള അകലത്തിന്റെ പകുതിയെയാണ് സഹസംയോജക ആരം എന്നുപറയുന്നത്. ബന്ധനാവസ്ഥയിലല്ലാത്ത ഒരു ആറ്റത്തിന്റെ ബാഹ്യതമഷെൽ ഉൾപ്പെടെയുള്ള സമ്പൂർണമായ വലിപ്പത്തെയാണ് വാൻഡെർവാൾസ് ആരം എന്നതുകൊണ്ട് സൂചിപ്പിക്കുന്നത്. ഖരാവസ്ഥയിലുള്ള ഒരു മൂലകത്തിന്റെ ബന്ധനത്തിലേർപ്പെടാത്ത രണ്ട് ആറ്റങ്ങൾ സാധ്യമായതിൽ വച്ച് ഏറ്റവും അടുത്ത് നിൽക്കുമ്പോൾ അവയുടെ ന്യൂക്ലിയസുകൾ തമ്മിലുള്ള അകലത്തിന്റെ പകുതിയാണ് വാൻഡർവാൾസ് ആരം. ചിത്രം 4.2ൽ ക്ലോറിന്റെ സഹസംയോജക ആരവും വാൻഡർവാൾസ് ആരവും ചിത്രീകരിച്ചിരിക്കുന്നു.



ചിത്രം 4.2: ക്ലോറിൻ തന്മാത്രയിലെ സഹസംയോജക ആരവും വാൻഡെർവാൾസ് ആരവും. ബാഹ്യമായ വൃത്തം ക്ലോറിൻ ആറ്റത്തിന്റെ വലിപ്പത്തെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു. r_{vdw}, r_c എന്നിവ യഥാക്രമം വാൻഡെർവാൾസ് ആരത്തെയും സഹസംയോജക ആരത്തെയും സൂചിപ്പിക്കുന്നു.

ഏകബന്ധനത്തിന്റെയും ദ്വിബന്ധനത്തിന്റെയും ത്രിബന്ധനത്തിന്റെയും ചില ശരാശരി ബന്ധന ദൈർഘ്യങ്ങൾ പട്ടിക 4.2-ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. ചില സാധാരണ തന്മാത്രകളുടെ ബന്ധനദൈർഘ്യങ്ങൾ പട്ടിക 4.3 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. ചില സാധാരണ മൂലകങ്ങളുടെ സഹസംയോജകആരം പട്ടിക 4.4 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.

പട്ടിക 4.2 : ഏക, ദ്വി, ത്രിബന്ധനങ്ങളുടെ ശരാശരി ബന്ധന ദൈർഘ്യങ്ങൾ.

ബന്ധനായിനം	സഹസംയോജകബന്ധന ദൈർഘ്യം (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

പട്ടിക 4.3 ചില സാധാരണ തന്മാത്രകളിലെ ബന്ധന ദൈർഘ്യങ്ങൾ

തന്മാത്ര	ബന്ധനദൈർഘ്യം (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

പട്ടിക 4.4 സഹസംയോജക ആരങ്ങൾ *r_{cov}/(pm)

H	37						
C	77(1)	N	74 (1)	O	66(1)	F	64
	67 (2)		65(2)		57 (2)	Cl	99
	60(3)		55(3)				
		P	110	S	104(1)	Br	114
					95(2)		
		As	121	Se	104	I	133
		Sb	141	Te	137		

* ബ്രാക്കറ്റിൽ സൂചിപ്പിച്ചിരിക്കുന്നവ ഒഴിച്ച് മറ്റുള്ളവ ഏകബന്ധനത്തിലുള്ള മൂല്യങ്ങളാണ്. (ആവർത്തനപ്രവണതകൾക്ക് യൂണിറ്റ് 3 കൂടി കാണുക.)

4.3.2 ബന്ധനകോൺ (Bond angle)

ഒരു തന്മാത്രയുടെയോ (സങ്കുല) അയോണിന്റെയോ (complexion), കേന്ദ്ര ആറ്റത്തിന് ചുറ്റുമായി ബന്ധന ഇലക്ട്രോൺ ജോടികൾ അടങ്ങിയിരിക്കുന്ന ഓർബിറ്റലുകൾക്കിടയിലുണ്ടാകുന്ന കോണിനെ ബന്ധനകോൺ എന്നുപറയുന്നു. ഇത് പ്രസ്താവിക്കുന്നത് 'ഡിഗ്രി'യിൽ ആണ്. സ്പെക്ട്രോസ്കോപിക് മാർഗങ്ങളിലൂടെയാണ് ഇത് കണക്കാക്കുന്നത്. ഒരു തന്മാത്രയിലെ അല്ലെങ്കിൽ സങ്കുലഅയോണിലെ കേന്ദ്ര ആറ്റത്തിന് ചുറ്റുമുള്ള ഓർബിറ്റലുകളുടെ ക്രമീകരണത്തെക്കുറിച്ചുള്ള ഒരു ആശയം ഇത് നൽകുന്നു. അതിനാൽ തന്മാത്രയുടെ ആകൃതി നിർണയിക്കുന്നതിന് ഇത് സഹായിക്കുന്നു. ജല തന്മാത്രയിലെ H-O-H ബന്ധനകോൺ താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന രീതിയിൽ സൂചിപ്പിക്കാം.

4.3.3. ബന്ധനഎൻഥാൽപി (Bond Enthalpy)

വാതകാവസ്ഥയിലുള്ള ഒരു തന്മാത്രയിലെ രണ്ട് ആറ്റങ്ങൾക്കിടയിലെ ഒരു പ്രത്യേക തരത്തിലുള്ള ഒരു മോൾ ബന്ധനം വിഘടിപ്പിക്കുന്നതിന് ആവശ്യമായ ഊർജത്തെയാണ് ബന്ധന എൻഥാൽപി എന്നുപറയുന്നത്. ഇതിന്റെ യൂണിറ്റ് kJ/mol ആണ്. ഉദാഹരണമായി, ഹൈഡ്രജൻ തന്മാത്രയിലെ H-H ബന്ധന എൻഥാൽപി 435.8 kJ/mol ആണ്.

$$H_2(g) \rightarrow H(g) + H(g);\ \Delta_a H^\ominus = 435.8\ kJ\ mol^{-1}$$

ബഹുബന്ധനമുള്ള O_2, N_2 തുടങ്ങിയ തന്മാത്രകളിലെ ബന്ധന എൻഥാൽപി താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന രീതിയിലാണ്.

$$O_2\ (O = O)\ (g) \rightarrow O(g) + O(g);\quad \Delta_a H^\ominus = 498\ kJ\ mol^{-1}$$

$$N_2\ (N \equiv N)\ (g) \rightarrow N(g) + N(g);\quad \Delta_a H^\ominus = 946.0\ kJ\ mol^{-1}$$

ബഹുഅറ്റോമിക തന്മാത്രകളുടെ ബന്ധനബലം (bond strength) അളക്കുകയെന്നത് വളരെ സങ്കീർണമായ കാര്യമാണ്. ഉദാഹരണമായി, ജലതന്മാത്രയിൽ രണ്ട് O-H ബന്ധനങ്ങൾ വിഘടിപ്പിക്കുവാനാവശ്യമായ എൻഥാൽപി ഒരു പോലെയല്ല.

$$H_2O(g) \rightarrow H(g) + OH(g);\ \Delta_a H_1^\ominus = 502\ kJ\ mol^{-1}$$

$$OH(g) \rightarrow H(g) + O(g);\ \Delta_a H_2^\ominus = 427\ kJ\ mol^{-1}$$

മാറിയ രാസസാഹചര്യം മൂലമാണ് രണ്ടാമത്തെ O-H ബന്ധനത്തിന്റെ $\Delta_a H^\ominus$ വ്യത്യസ്തമായിരിക്കുന്നത്. ഇതേ കാരണം കൊണ്ടുതന്നെയാണ് C_2H_5OH (എഥനോൾ), ജലം തുടങ്ങിയ വ്യത്യസ്ത തന്മാത്രകളിലെ ഒരേയിനം O-H ബന്ധനങ്ങളുടെ ഊർജത്തിൽ ചില വ്യത്യാസങ്ങൾ കാണുന്നത്. ആയതിനാൽ ബഹുഅറ്റോമികതന്മാത്രകളിൽ 'ശരാശരി ബന്ധനഎൻഥാൽപി' എന്ന പദമാണ് ഉപയോഗിക്കുന്നത്. ആകെ ബന്ധന-വിഘടന എൻഥാൽപിയെ വിഘടിക്കപ്പെടുന്ന ബന്ധനങ്ങളുടെ എണ്ണം കൊണ്ട് ഭാഗിക്കുമ്പോഴാണ് ഇത് ലഭിക്കുന്നത്. ജലതന്മാത്രയുടെ കാര്യത്തിൽ ഇത് താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന രീതിയിൽ വിശദമാക്കാം.

$$\text{ശരാശരി ബന്ധനഎൻഥാൽപി} = \frac{502 + 427}{2}$$

$$= 464.5\ kJ\ mol^{-1}$$

4.3.4. ബന്ധനക്രമം (Bond order)

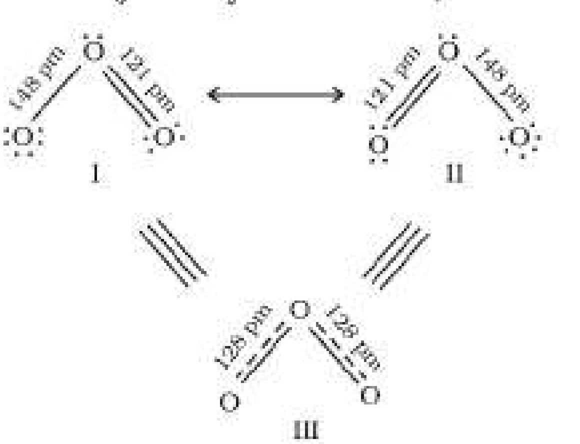
സഹസംയോജകബന്ധനത്തെക്കുറിച്ചുള്ള ലൂയിസിന്റെ വിശദീകരണത്തിൽ ഒരു തന്മാത്രയിലെ രണ്ട് ആറ്റങ്ങൾക്കിടയിലുള്ള ബന്ധനങ്ങളുടെ എണ്ണത്തെയാണ് ബോണ്ട് ഓർഡർ അഥവാ ബന്ധനക്രമം എന്ന് വിശേഷിപ്പിച്ചിരിക്കുന്നത്. ഉദാഹരണമായി H_2 (പങ്കുവയ്ക്കപ്പെട്ട ഒരു ഇലക്ട്രോൺ ജോടി മാത്രമുള്ളത്), O_2 (പങ്കുവയ്ക്കപ്പെട്ട 2 ഇലക്ട്രോൺ ജോടികൾ ഉള്ളത്), N_2 (പങ്കുവയ്ക്കപ്പെട്ട 3 ഇലക്ട്രോൺ ജോടികളുള്ളത്) എന്നിവയുടെ ബന്ധനക്രമങ്ങൾ യഥാക്രമം 1,2,3 എന്നിങ്ങനെയാണ്. അതുപോലെ CO-ൽ കാർബണിനും ഓക്സിജനും ഇടയിൽ 3 ഇലക്ട്രോൺ ജോടികളാണ് പങ്കുവയ്ക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്നത്. അതിനാൽ അതിന്റെ ബന്ധനക്രമം 3 ആണ്. നൈട്രജനിലെ ബന്ധനക്രമം 3 ഉം അതിന്റെ ബന്ധനഎൻഥാൽപി ($\Delta_a H^\ominus$) 946 $kJ\ mol^{-1}$ ഉം ആണ്. ഒരു ദ്വയാറ്റോമികതന്മാത്രയിലെ ഏറ്റവും ഉയർന്ന ബന്ധനഎൻഥാൽപിയാണിത്.

സമഇലക്ട്രോണിക (isoelectronic) തന്മാത്രകളിലെയും അയോണുകളിലെയും ബന്ധന ക്രമങ്ങൾ ഒരു പോലെയാണ്. ഉദാഹരണമായി F_2 and O_2^{2-} എന്നിവയിലെ ബന്ധനക്രമം ഒന്നും N_2, CO, NO^+ എന്നിവയിലെ ബന്ധനക്രമം 3 ഉം ആണ്.

തന്മാത്രകളുടെ സ്ഥിരത മനസിലാക്കുന്നതിന് ഉപയോഗപ്രദമായ ഒരു പൊതുധാരണ ഇപ്രകാരമാണ്: ബന്ധനക്രമം കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് ബന്ധന എൻഥാൽപി കൂടുകയും ബന്ധനദൈർഘ്യം കുറയുകയും ചെയ്യുന്നു.

4.3.6. അനുരൂപീകരണഘടനകൾ (Resonance Structures)

ഒരു തന്മാത്രയുടെ പരീക്ഷണങ്ങളിലൂടെ നിർണയിക്കപ്പെട്ട പ്രാചലങ്ങൾ പൂർണമായും വിശദീകരിക്കുന്നതിന് ഒറ്റ ലൂയിസ് ഘടന പലപ്പോഴും അപര്യാപ്തമാകാറുണ്ട്. ഉദാഹരണമായി, ഓസോൺ തന്മാത്രയെ രണ്ട് തുല്യഘടനകൾ I ഉം II ഉം ഉപയോഗിച്ച് താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന രീതിയിൽ ചിത്രീകരിക്കാം.



ചിത്രം 4.3 ഓസോൺ തന്മാത്രയിലെ അനുരൂപീകരണം

(I ഉം II ഉം ഘടനകൾ രണ്ട് കനോണിക്കൽ രൂപങ്ങളെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു. എന്നാൽ ഘടന 3 ഒരു അനുരൂപീകരണ സങ്കരം (resonance hybrid) ആണ്.)

ഈ രണ്ട് ഘടനകളിലും ഒരു O-O ഏകബന്ധനവും ഒരു O=O ദ്വിബന്ധനവും ഉണ്ട്. O-O ഏകബന്ധനത്തിന്റെയും O=O ദ്വിബന്ധനത്തിന്റെയും സാധാരണ ബന്ധനദൈർഘ്യങ്ങൾ യഥാക്രമം 148 pm ഉം 121 pm ഉം ആണ്. എന്നാൽ ഓസോൺ തന്മാത്രയിലെ പരീക്ഷണത്തിലൂടെ നിർണയിക്കപ്പെട്ട ഓക്സിജൻ-ഓക്സിജൻ ബന്ധനദൈർഘ്യങ്ങൾ രണ്ടും തുല്യമാണ് (128pm). അതായത്, ഓസോൺ തന്മാത്രയിലെ ഓക്സിജൻ-ഓക്സിജൻ ബന്ധനങ്ങൾ ഒരു ഏകബന്ധനത്തിനും ദ്വിബന്ധനത്തിനും ഇടയിലാണ്. ഇതിനെ മുകളിൽ സൂചിപ്പിച്ചിരിക്കുന്ന രണ്ട് ലൂയിസ് ഘടനകളിൽ ഏതെങ്കിലും ഒന്ന് ഉപയോഗിച്ച് ചിത്രീകരിക്കുവാൻ സാധ്യമല്ലെന്നത് വ്യക്തമാണ്.

ഓസോൺ പോലെയുള്ള തന്മാത്രകളിലെ കൃത്യമായ ഘടനകൾ ചിത്രീകരിക്കുന്നതിലെ പ്രയാസങ്ങൾ തരണം ചെയ്യാനാണ് അനുരൂപീകരണം എന്ന ആശയം അവതരിപ്പിച്ചത്. ഈ ആശയം അനുസരിച്ച്, ഒരു തന്മാത്രയുടെ സൂക്ഷ്മമായ വിവരണത്തിന് ഒറ്റ ലൂയിസ് ഘടനയ്ക്ക് മാത്രം കഴിയാതെ വരുമ്പോൾ, ഒരേ ഊർജവും ന്യൂക്ലിയസുകളുടെ സ്ഥാനവും ബന്ധന - ബന്ധനേതര (bonding-nonbonding) ഇലക്ട്രോൺ ജോടികളുടെ എണ്ണവുമുള്ള വിവിധ ഘടനകളെ ആ തന്മാത്രയുടെ കൃത്യമായ വിവരങ്ങൾ സൂചിപ്പിക്കുന്ന അനുരൂപീകരണസങ്കരത്തിന്റെ കനോണിക്കൽ ഘടനകളായി എടുക്കുന്നു. ആയതിനാൽ ഓസോൺ തന്മാത്രയിൽ മുകളിൽകൊടുത്തിരിക്കുന്ന I, II ഘടനകൾ അതിന്റെ കനോണിക്കൽ ഘടനകളും (അനുരൂപീകരണ ഘടനകളും) മൂന്നാമത്തെ ഘടന അനുരൂപീകരണ സങ്കരവും ആണ്. അതായത്, ഓസോൺ തന്മാത്രയെ കൂടുതൽ കൃത്യമായി സൂചിപ്പിക്കുന്നത് ഈ അനുരൂപീകരണ സങ്കരം ആണ്. അനുരൂപീകരണത്തെ സൂചിപ്പിക്കുന്നത് ഇരുതല അമ്പടയാളം (↔) ഉപയോഗിച്ചാണ്.

കാർബണേറ്റ് അയോണും കാർബൺഡൈഓക്സൈഡ് തന്മാത്രയും അനുരൂപീകരണത്തിന് മറ്റ് ഉദാഹരണങ്ങളാണ്.

പ്രശ്നം 4.3

അനുരൂപീകരണത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ CO_3^{2-} അയോണിന്റെ ഘടന വിശദമാക്കുക.

ഉത്തരം

കാർബൺ ആറ്റത്തിനും ഓക്സിജൻ ആറ്റങ്ങൾക്കുമിടയിൽ രണ്ട് ഏകബന്ധനങ്ങളും ഒരു ദ്വിബന്ധനവുമുള്ള ഒറ്റ ലൂയിസ് ഘടന മാത്രം ഉപയോഗിച്ചുകൊണ്ട് ഈ തന്മാത്രയെ ചിത്രീകരിക്കുന്നത് അപര്യാപ്തമാണ്. ഇതിനുകാരണം, ഈ ചിത്രീകരണം രണ്ട് തുല്യമല്ലാത്ത കാർബൺ-ഓക്സിജൻ ബന്ധനങ്ങളെയാണ് സൂചിപ്പിക്കുന്നത് എന്നതാണ്. എന്നാൽ, കാർബണേറ്റ് അയോണിലുള്ള എല്ലാ കാർബൺ-ഓക്സിജൻ ബന്ധനങ്ങളും തുല്യമാണെന്ന് പരീക്ഷണങ്ങളുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ കണ്ടെത്തിയിട്ടുള്ളതാണ്. അതുകൊണ്ട്, കാർബണേറ്റ് അയോണിനെ താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന കനോണിക്കൽ രൂപങ്ങൾ I, II, III എന്നിവയുടെ ഒരു അനുരൂപീകരണസങ്കരമായി കൃത്യമായി ചിത്രീകരിക്കാം.

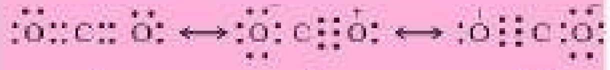
ചിത്രം 4.4 കാർബണേറ്റിലെ അനുരൂപീകരണം I, II, III എന്നിവ മൂന്ന് കനോണിക്കൽ രൂപങ്ങളെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു.

പ്രശ്നം 4.4

കാർബൺ ഡയോക്സൈഡ് തന്മാത്രയുടെ ഘടന വിവരിക്കുക.

ഉത്തരം

CO_2 തന്മാത്രയിലെ കാർബൺ-ഓക്സിജൻ ബന്ധനദൈർഘ്യം 115pm ആണെന്ന് പരീക്ഷണങ്ങളിലൂടെ കണ്ടുപിടിക്കപ്പെട്ടിട്ടുള്ളതാണ്. സാധാരണ കാർബൺ-ഓക്സിജൻ ദ്വിബന്ധനത്തിന്റെയും (C=O) കാർബൺ- ഓക്സിജൻ ത്രിബന്ധനത്തിന്റെയും (C≡O) ബന്ധനദൈർഘ്യങ്ങൾ യഥാക്രമം 121pm ഉം 110pm ഉം ആണ്. CO_2 തന്മാത്രയിലെ കാർബൺ-ഓക്സിജൻ ബന്ധനദൈർഘ്യമായ 115pm C=O ന്റും C≡O ന്റും ഇടയിലാണ്. ഒറ്റ ലൂയിസ് ഘടനമാത്രം ഉപയോഗിച്ച് ഇത് വിവരിക്കുവാൻ കഴിയുകയില്ലയെന്നത് വളരെ വ്യക്തമാണ്. ആയതിനാൽ ഒന്നിൽക്കൂടുതൽ ലൂയിസ് ഘടനകൾ ആവശ്യമായി വരുന്നു. അതുകൊണ്ട് CO_2 ന്റെ ഘടനയെ താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന കനോണിക്കൽ രൂപങ്ങളായ I, II, III എന്നിവയുടെ ഒരു സങ്കരമായി വ്യക്തമായി ചിത്രീകരിക്കാം.



I II III

ചിത്രം 4.5 CO_2 തന്മാത്രയിലെ അനുരൂപീകരണം I,II,III എന്നീ മൂന്നു കനോണിക്കൽ രൂപങ്ങളെ ചിത്രീകരിക്കുന്നു.

അനുരൂപീകരണവുമായി ബന്ധപ്പെട്ട് ചില പൊതു വസ്തുതകൾ നമുക്ക് ഇങ്ങനെ പ്രസ്താവിക്കാം.

- അനുരൂപീകരണസങ്കരത്തിന്റെ ഊർജം ഏതൊരു കനോണിക്കൽ ഘടനയുടെ ഊർജത്തേക്കാളും കുറവായതിനാൽ അനുരൂപീകരണം ഒരു തന്മാത്രയുടെ സ്ഥിരത വർധിപ്പിക്കുന്നു.
- വ്യത്യസ്ത സ്വഭാവ സവിശേഷതകളുള്ള ബന്ധനങ്ങളെ അനുരൂപീകരണം ഒരേ സവിശേഷതകൾ ഉള്ളതാക്കി മാറ്റുന്നു.

ആയതിനാൽ, ഓസോണിന്റെ അനുരൂപീകരണ സങ്കരത്തിന്റെ ഊർജം അതിന്റെ കനോണിക്കൽ രൂപങ്ങളായ I,II എന്നിവയേക്കാൾ കുറവായിരിക്കും. (ചിത്രം 4.3)

അനുരൂപീകരണവുമായി ബന്ധപ്പെട്ട അനേകം മിഥ്യാധാരണകൾ ഉണ്ട്. അവ തീർച്ചയായും ഒഴിവാക്കേണ്ടതാണ്. ആയതിനാൽ താഴെ പറയുന്ന കാര്യങ്ങൾ നിങ്ങൾ ഓർമ്മിക്കുക.

- കനോണിക്കൽ രൂപങ്ങൾ യഥാർഥത്തിൽ നിലനിൽക്കുന്നില്ല
- ഒരു തന്മാത്ര ഒരു പ്രത്യേക സമയത്ത് ഒരു കനോണിക്കൽ രൂപത്തിലും മറ്റൊരു സമയത്ത് മറ്റൊരു കനോണിക്കൽ രൂപത്തിലും സ്ഥിതി ചെയ്യില്ല.
- ടോട്ടോമെറിസത്തിൽ ടോട്ടോമെറിക് രൂപങ്ങൾ (കീറ്റോ-ഈനോൾ രൂപങ്ങൾ) തമ്മിലുള്ളതു പോലെ കനോണിക്കൽ രൂപങ്ങൾ തമ്മിൽ ഒരു സംതുലനാവസ്ഥ ഇല്ല.
- വിവിധ കനോണിക്കൽരൂപങ്ങളുടെ അനുരൂപീകരണസങ്കരം ആയിട്ടുള്ള ഒറ്റ ഘടന മാത്രമേ ഒരു തന്മാത്രയ്ക്കുള്ളൂ. ഇതിനെ ഒറ്റ ലൂയിസ് ഘടന മാത്രം ഉപയോഗിച്ചുകൊണ്ട് വ്യക്തമായി ചിത്രീകരിക്കാൻ കഴിയില്ല.

4.3.6. ബന്ധനങ്ങളിലെ ധ്രുവത (Polarity of bonds)

100% അയോണിക അഥവാ സഹസംയോജകബന്ധനമെന്നത് ഒരു ഭാവനാസൃഷ്ടിമാത്രമാണ്. യഥാർഥത്തിൽ ഒരു ബന്ധനവും അല്ലെങ്കിൽ ഒരു സംയുക്തവും പൂർണമായും അയോണികം അല്ലെങ്കിൽ സഹസംയോജകം ആയിരിക്കുകയില്ല. രണ്ട് ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങൾ തമ്മിലുണ്ടാകുന്ന സഹസംയോജകബന്ധനത്തിൽ പ്പോലും കുറച്ച് അയോണികസ്വഭാവമുണ്ട്.

H_2, O_2, Cl_2, N_2, F_2 തുടങ്ങിയ തന്മാത്രകളിലേതു പോലെ ഒരേ ഇനം ആറ്റങ്ങൾ തമ്മിലുണ്ടാകുന്ന സഹസംയോജകബന്ധനത്തിൽ, പങ്കുവയ്ക്കപ്പെടുന്ന ഇലക്ട്രോൺ ജോടിയെ രണ്ട് ആറ്റങ്ങളും തുല്യമായി ആകർഷിക്കും. അതിന്റെ ഫലമായി ഇലക്ട്രോൺ ജോടികൾ രണ്ട് ന്യൂക്ലിയസുകളുടെയും ഇടയിലായി സ്ഥിതിചെയ്യുന്നു. അങ്ങനെയുണ്ടാകുന്ന ബന്ധനത്തെ അധ്രുവീയസഹസംയോജക ബന്ധനം (non polar covalent bond) എന്നു പറയുന്നു. ഇതിന് വിപരീതമായി HF പോലെയുള്ള ഭിന്ന ന്യൂക്ലിയർ (heteronuclear) തന്മാത്രകളുടെ കാര്യത്തിൽ പങ്കുവയ്ക്കപ്പെട്ടിട്ടുള്ള ഇലക്ട്രോൺ ജോടി ഇലക്ട്രോനെഗറ്റിവിറ്റി കൂടിയ ഫ്ളൂറിന് അടുത്തേക്ക് നീങ്ങുന്നു. അങ്ങനെയുണ്ടാകുന്ന സഹസംയോജക ബന്ധനത്തെ ധ്രുവീയസഹസംയോജകബന്ധനം (Polar covalent bond) എന്നു പറയുന്നു.

ധ്രുവീകരണത്തിന്റെ ഫലമായി തന്മാത്രയിൽ ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണം (dipole moment) കൈവരുന്നു. ചാർജിന്റെ പരിമാണത്തിന്റെയും പോസിറ്റീവ്, നെഗറ്റീവ് ചാർജുകൾക്കിടയിലുള്ള അകലത്തിന്റെയും ഗുണനഫലത്തെ

യാണ് ദ്വിധ്രുവആഘൂർണം (dipolemoment) എന്നു പറയുന്നത്. ഇതിനെ സൂചിപ്പിക്കാനായി 'μ' എന്ന ഗ്രീക്ക് അക്ഷരം ഉപയോഗിക്കുന്നു. ഗണിത ശാസ്ത്ര പരമായി ഇതിനെ താഴെകൊടുത്തിരിക്കുന്ന രീതിയിൽ പ്രസ്താവിക്കാം.

ദ്വിധ്രുവആഘൂർണം (μ) = ചാർജ് (Q) × ചാർജുകൾ തമ്മിലുള്ള അകലം (r)

ദ്വിധ്രുവആഘൂർണം സാധാരണയായി പ്രസ്താവിക്കുന്നത് 'ഡിബൈ' ഏകകത്തിലാണ് (D).

ഇതിനെ കൂളോം മീറ്ററിലേക്ക് മാറ്റിയാൽ,

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

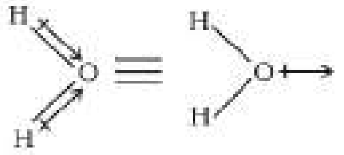
ഇവിടെ 'C' എന്നത് കൂളോമും (coulomb) 'm' എന്നത് മീറ്ററുമാണ്.

ദ്വിധ്രുവആഘൂർണം ഒരു സദിശഅളവാണ്. ഇതിനെ സൂചിപ്പിക്കുന്നത് ഒരു ചെറിയ അമ്പ് അടയാളം (⟶) ഉപയോഗിച്ചാണ്. ഇതിന്റെ പിൻഭാഗം പോസിറ്റീവ് കേന്ദ്രത്തിന് മുകളിലും ശിരോഭാഗം നെഗറ്റീവ് കേന്ദ്രത്തിന് മുകളിലുമാണ് ചിത്രീകരിക്കുന്നത്. ഉദാഹരണമായി HF തന്മാത്രയിലെ ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണം താഴെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന രീതിയിൽ ചിത്രീകരിക്കാം.

ഇലക്ട്രോൺ സ്ഥാനമാറ്റത്തിന്റെ ദിശ സൂചിപ്പിക്കുന്നതിനായി ലൂയിസ് ഘടനയ്ക്ക് മുകളിലായി ഈ അമ്പടയാളം (⟶) ഉപയോഗിക്കുന്നു.

എക്സ്റേ വിഭംഗനം (X-ray diffraction) ദ്വിധ്രുവആഘൂർണം എന്നിവയിലെ പ്രവർത്തനങ്ങൾക്ക് 1936-ലെ നോബൽസമ്മാനം ലഭിച്ച ഡച്ച് രസതന്ത്രജ്ഞൻ പീറ്റർ ഡിബൈ. അദ്ദേഹത്തിന്റെ ബഹുമാനാർഥമാണ് ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണം ഡിബൈ യൂണിറ്റിൽ പ്രസ്താവിക്കുന്നത്.

ബഹുഅറ്റോമിക തന്മാത്രകളുടെ കാര്യത്തിൽ ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണം ഓരോ ബന്ധനങ്ങളുടേയും ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണത്തെ (ബന്ധ ദ്വിധ്രുവത്തെ) മാത്രമല്ല മറിച്ച് തന്മാത്രയിലെ വ്യത്യസ്ത ബന്ധനങ്ങളുടെ ത്രിമാനതല ക്രമീകരണത്തെക്കൂടി ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. ഇവിടെ ഒരു തന്മാത്രയുടെ ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണം വിവിധ ബന്ധനങ്ങളുടെ ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണങ്ങളുടെ സദിശതുകയാണ്. ഉദാഹരണമായി, കോണീയഘടനയോടുകൂടിയ ജലതന്മാത്രയിൽ രണ്ട് O–H ബന്ധനങ്ങൾ 104.5^0 കോണളവിലാണ് ക്രമീകരിച്ചിരിക്കുന്നത്. ഇവിടെ രണ്ട് O-H ബന്ധനങ്ങളുടെ ദ്വിധ്രുവആഘൂർണങ്ങളുടെ സദിശതുകയായ 6.17×10^{-30} C m (1D = 3.33564×10^{-30} C m) ആണ് പരിണത ദ്വിധ്രുവആഘൂർണം.



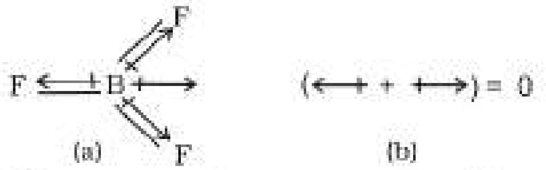
ബന്ധനദ്വിധ്രുവം   പരിണതദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണം

പരിണതദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണം (μ) = 1.85 D
$= 1.85 \times 3.33564 \times 10^{-30}$ C m $= 6.17 \times 10^{-30}$ C m

BeF_2 തന്മാത്രയിലെ ദ്വിധ്രുവആഘൂർണം പൂജ്യമാണ്. ഇതിനുകാരണം ഇവിടെ രണ്ട് ബന്ധന ദ്വിധ്രുവങ്ങൾ തുല്യവും വിപരീതദിശയിലാണെന്നതുമാണ്. അതുകൊണ്ട് അവ പരസ്പരം റദ്ദുചെയ്യപ്പെടുന്നു.

BeF_2 ലെ ബന്ധന ദ്വിധ്രുവം BeF_2 ലെ ആകെ ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണം

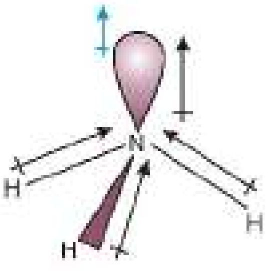
BF_3 യെപ്പോലെയുള്ള ഒരു ചതുർഅറ്റോമിക തന്മാത്രയിലും ദ്വിധ്രുവആഘൂർണം പൂജ്യമാണ്. ഇവിടെ B-F ബന്ധനങ്ങൾ 120^0 കോണളവിലാണ് ക്രമീകരിച്ചിരിക്കുന്നത്. രണ്ട് ബന്ധനദ്വിധ്രുവങ്ങളുടെ പരിണത ദ്വിധ്രുവം മൂന്നാമത്തേതിന് തുല്യവും വിപരീതവുമായതിനാലാണ് ആകെ ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണം പൂജ്യമായിരിക്കുന്നത്.



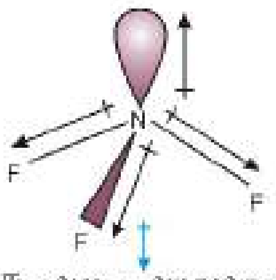
BF_3 തന്മാത്ര : (a) ബന്ധനദ്വിധ്രുവങ്ങൾ (b) ആകെ ബന്ധന ആഘൂർണം എന്നിവയുടെ ചിത്രീകരണം

NH_3 , NF_3 തുടങ്ങിയ തന്മാത്രകളിലെ രസകരമായ ഒരു വസ്തുതയെപ്പറ്റി ഇനി നമുക്ക് പഠിക്കാം. ഈ രണ്ട് തന്മാത്രകൾക്കും പിരമിഡൽ ആകൃതിയും നൈട്രജൻ ആറ്റത്തിൽ ഒരു ഏകാന്തജോടി ഇലക്ട്രോണുമാണുള്ളത്. ഫ്ളൂറിൻ നൈട്രജനെക്കാളും കൂടുതൽ ഇലക്ട്രോ നെഗറ്റീവ് ആണെങ്കിലും അമോണിയയുടെ പരിണതദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണം (4.90×10^{-30} C m) NF_3 യുടേതിനെക്കാൾ കൂടുതലാണ് (0.8×10^{-30} C m). ഇതിന് കാരണം അമോണിയയിൽ ഏകാന്തജോടി ഇലക്ട്രോൺ മൂലമുണ്ടാകുന്ന ഓർബിറ്റൽ ദ്വിധ്രുവആഘൂർണം മൂന്ന് N-H ബന്ധന

ങ്ങളുടെ പരിണതദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണവും ഒരേ ദിശയിലാണ്. എന്നാൽ NF_3 യിൽ ഓർബിറ്റൽ ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണവും മൂന്ന് N-F പരിണതദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണവും വിപരീതദിശയിലാണ്. അതിനാൽ ഏകാന്തജോടിഇലക്ട്രോൺ മൂലമുണ്ടാകുന്ന ഓർബിറ്റൽ ദ്വിധ്രുവം N-F ബന്ധനങ്ങളുടെ പരിണത ആഘൂർണങ്ങളെ കുറയ്ക്കുന്നു. ഇത് താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന രീതിയിൽ ചിത്രീകരിക്കാം.



അമോണിയയിലെ പരിണത ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണനം $= 4.90 \times 10^{-30}$ Cm



NF_3 യിലെ പരിണതദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണനം $= 0.8 \times 10^{-30}$ Cm

ചില തന്മാത്രകളുടെ ദ്വിധ്രുവആഘൂർണങ്ങൾ പട്ടിക 4.5 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.

എല്ലാ സഹസംയോജകബന്ധനങ്ങളിലും ഭാഗിക അയോണികസ്വഭാവമുള്ളതുപോലെ, അയോണിക ബന്ധനങ്ങളിൽ ഭാഗിക സഹസംയോജക സ്വഭാവവുമുണ്ട്. അയോണികബന്ധനങ്ങളിലെ ഭാഗിക സഹസംയോജക സ്വഭാവം താഴെപ്പറയുന്ന നിയമങ്ങളെ അടിസ്ഥാനമാക്കി ആദ്യമായി വിശദീകരിച്ചത് ഫജാൻസ് ആണ്.

- കാറ്റയോണിന്റെ വലിപ്പം കുറയുമ്പോഴും ആനയോണിന്റെ വലിപ്പം കൂടുമ്പോഴും അയോണിക ബന്ധനത്തിന്റെ സഹസംയോജക സ്വഭാവം കൂടുന്നു.
- കാറ്റയോണിന്റെ ചാർജ് വർധിക്കുന്തോറും അയോണികബന്ധനത്തിന്റെ സഹസംയോജക സ്വഭാവവും വർധിക്കുന്നു.
- ഒരേ വലിപ്പവും ചാർജുമുള്ള കാറ്റയോണുകളിൽ സംക്രമണമൂലകഅയോണുകളിലേതുപോലെ $(n-1)d^n ns^0$ ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസമുള്ള അയോണിന്, ഉത്കൃഷ്ടവാതക ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസമുള്ള $(ns^2\ np^6)$ ആൽക്കലി ലോഹങ്ങളുടെയും ആൽക്കലൈൻ എർത്ത് ലോഹങ്ങളുടെയും കാറ്റയോണുകളെക്കാളും ധ്രുവീകരണശക്തി (Polarising power) കൂടുതലായിരിക്കും.

ആനയോണിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ ചാർജിനെ കാറ്റയോൺ, അതിനടുത്തേയ്ക്ക് ആകർഷിക്കുകയും അങ്ങനെ രണ്ട് ആറ്റങ്ങൾക്കിടയിലുള്ള ഇലക്ട്രോൺ ചാർജിനെ വർധിപ്പിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. ഇതുതന്നെയാണ് സഹസംയോജകബന്ധനത്തിലും സംഭവിക്കുന്നത്. അതായത്, ന്യൂക്ലിയസുകൾക്കിടയിലുള്ള ഇലക്ട്രോൺ ചാർജിന്റെ സാന്ദ്രത വർധിക്കുന്നു. കാറ്റയോണിന്റെ ധ്രുവീകരണ ശക്തി, ആനയോണിന്റെ ധ്രുവണീയത (Polarisability), ആനയോണിലെ ധ്രുവീകരണ അളവ് (extent of polarisation) എന്നീ ഘടകങ്ങളാണ് അയോണികബന്ധനത്തിൽ സഹസംയോജക സ്വഭാവത്തിന്റെ ശതമാനം നിർണയിക്കുന്നത്.

പട്ടിക 4.5 ചില തന്മാത്രകളുടെ ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണങ്ങൾ

തന്മാത്രായിനം	ഉദാഹരണം	ദ്വിധ്രുവ-ആഘൂർണനം μ(D)	ആകൃതി
തന്മാത്ര (AB)	HF	1.78	രേഖീയം
	HCl	1.07	രേഖീയം
	HBr	0.79	രേഖീയം
	HI	0.38	രേഖീയം
	H_2	0	രേഖീയം
തന്മാത്ര (AB_2)	H_2O	1.85	കോണീയം
	H_2S	0.95	കോണീയം
	CO_2	0	രേഖീയം
തന്മാത്ര (AB_3)	NH_3	1.47	ത്രികോണീയ പിരമിഡൽ
	NF_3	0.23	ത്രികോണീയ പിരമിഡൽ
	BF_3	0	ത്രികോണീയ സമതലീയം
തന്മാത്ര (AB_4)	CH_4	0	ചതുർഫലകം
	$CHCl_3$	1.04	ത്രികോണീയ പിരമിഡൽ
	CCl_4	0	ചതുർഫലകം

4.4. സംയോജകതാഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ ജോടി വികർഷണസിദ്ധാന്തം (Valence Shell Electron Pair Repulsion (VSEPR) Theory)

മുൻപ് വിശദീകരിച്ചതുപോലെ, തന്മാത്രകളുടെ ആകൃതിയെപ്പറ്റി വിവരിക്കുവാൻ ലൂയിസിന്റെ ആശയങ്ങൾക്ക് കഴിഞ്ഞില്ല. സഹസംയോജക സംയുക്തങ്ങളുടെ ആകൃതി പ്രവചിക്കുവാൻ ഒരു ലഘുമാർഗം മാത്രമേ ഈ സിദ്ധാന്തം നൽകുന്നുള്ളു. 1940-ൽ സിഡ്‌വിക്, പവൽ എന്നിവർ ആറ്റങ്ങളുടെ സംയോജകതാഷെല്ലിലെ ഇലക്ട്രോൺ ജോടികളുടെ വികർഷണ ബലത്തെ ആധാരമാക്കി ലളിതമായ ഒരു സിദ്ധാന്തം ആവിഷ്കരിച്ചു. 1957-ൽ നൈഹോം, ഗില്ലസ്പി എന്നിവർ ഈ സിദ്ധാന്തത്തെ പുനർനിർവചിക്കുകയും വിപുലീകരിക്കുകയും ചെയ്തു.

VSEPR തിയറിയുടെ അടിസ്ഥാനതത്വങ്ങൾ താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്നവയാണ്.

- ഒരു തന്മാത്രയുടെ ആകൃതി അതിന്റെ കേന്ദ്ര ആറ്റത്തിന് ചുറ്റുമുള്ള സംയോജകതാഷെല്ലിലെ ഇലക്ട്രോൺജോടിയുടെ (ബന്ധനത്തിലേർപ്പെടുന്നതും അല്ലാത്തതുമായ) എണ്ണത്തെ ആശ്രയിക്കുന്നു.
- ഇലക്ട്രോൺ മേഘപടലങ്ങൾക്ക് നെഗറ്റീവ് ചാർജായതിനാൽ ബാഹ്യതമഷെൽ ഇലക്ട്രോൺ ജോടികൾ പരസ്പരം വികർഷിക്കും.
- ഈ ഇലക്ട്രോൺജോടികൾ വികർഷണം കുറയ്ക്കുന്നതിനായി ത്രിമാനതലത്തിൽ പരമാവധി അകലത്തിൽ സ്ഥിതിചെയ്യാൻ ശ്രമിക്കും.
- സംയോജകതാഷെല്ലിനെ ഒരു ഗോളമായി സങ്കല്പിക്കാം. ഈ ഗോളത്തിന്റെ ഉപരിതലത്തിൽ പരമാവധി അകലത്തിലായി ഇലക്ട്രോൺ ജോടികൾ ക്രമീകരിക്കപ്പെടുന്നു.
- ഒരു ബഹുബന്ധനത്തെ ഒരൊറ്റ ഇലക്ട്രോൺ ജോടി എന്നതു പോലെ കണക്കാക്കുന്നു. ഇതിലുള്ള രണ്ടോ മൂന്നോ ജോടി ഇലക്ട്രോണുകളെ ഒരൊറ്റ സൂപ്പർജോടിയായി കണക്കാക്കുന്നു.
- ഒരു തന്മാത്രയെ രണ്ടോ അതിൽ കൂടുതലോ അനുരൂപീകരണഘടനകൾ ഉപയോഗിച്ച് പ്രതിനിധാനം ചെയ്യാൻ കഴിയുമെങ്കിൽ, അത്തരത്തിലുള്ള ഏത് ഘടനയ്ക്കും VSEPR മാതൃക ബാധകമാണ്.

ഇലക്ട്രോൺജോടികൾ തമ്മിലുള്ള വികർഷണബലം താഴെപ്പറയുന്ന ക്രമത്തിൽ കുറയുന്നു.

ഏകാന്തജോടി (*lp*) – ഏകാന്തജോടി (*lp*) > ഏകാന്തജോടി (*lp*) – ബന്ധനജോടി (bp) > ബന്ധനജോടി (bp) – ബന്ധനജോടി (bp).

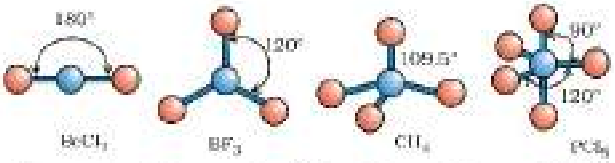
ഏകാന്തജോടി (lone pair) ഇലക്ട്രോണുകളും ബന്ധനജോടി (bonded pair) ഇലക്ട്രോണുകളും തമ്മിലുള്ള പ്രധാന വ്യത്യാസം വിശദീകരിച്ചുകൊണ്ട് നൈഹോമും ഗില്ലസ്പിയും (1957) VSEPR മാതൃക പരിഷ്കരിച്ചു. ഏകാന്തജോടി ഇലക്ട്രോണുകൾ കേന്ദ്രആറ്റത്തിൽ സ്ഥിതിചെയ്യുമ്പോൾ ഓരോ ബന്ധന ഇലക്ട്രോൺ ജോടികളും രണ്ട് ആറ്റങ്ങൾക്കിടയിലായി പങ്കുവയ്ക്കപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. തന്മൂലം ബന്ധന ഇലക്ട്രോൺ ജോടിയുമായി താരതമ്യം ചെയ്യുമ്പോൾ ഏകാന്ത ജോടി ഇലക്ട്രോണുകൾ സ്ഥിതിചെയ്യുന്നതിന് കൂടുതൽ സ്ഥലം ഉപയോഗിക്കുന്നു. ഇത് ബന്ധനജോടി ഇലക്ട്രോണുകൾ തമ്മിലുള്ളതിനെക്കാളും ബന്ധനജോടി - ഏകാന്തജോടി ഇലക്ട്രോണുകൾ തമ്മിലുള്ളതിനെക്കാളും കൂടുതൽ വികർഷണം ഏകാന്തജോടി ഇലക്ട്രോണുകൾ തമ്മിലുണ്ടാകുന്നതിന് കാരണമായിത്തീരുന്നു. ഈ വികർഷണബലങ്ങൾമൂലം തന്മാത്രയുടെ ആകൃതി അതിന്റെ ആദർശ (ideal) ആകൃതിയിൽ നിന്ന് വ്യത്യസ്തമാകുന്നു. കൂടാതെ അതിന്റെ ബന്ധനകോണിനും വ്യത്യാസമുണ്ടാകുന്നു.

VSEPR സിദ്ധാന്തത്തിന്റെ സഹായത്തോടെ തന്മാത്രയുടെ ജ്യാമിതീയരൂപം പ്രവചിക്കുന്നതിനായി അവയെ രണ്ട് വിഭാഗങ്ങളായി തിരിക്കാം. (i) കേന്ദ്ര ആറ്റത്തിൽ ഏകാന്തജോടി ഇലക്ട്രോണുകളില്ലാത്ത തന്മാത്രകളും (ii) കേന്ദ്ര ആറ്റത്തിൽ ഒന്നോ അതിൽകൂടുതലോ ഏകാന്തജോടി ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉള്ള തന്മാത്രകളും.

'A' എന്ന കേന്ദ്ര ആറ്റത്തിന് (ഏകാന്തജോടി ഇലക്ട്രോണുകൾ ഇല്ലാത്തത്) ചുറ്റുമുള്ള ഇലക്ട്രോൺജോടികളുടെ ക്രമീകരണവും ABn ഇനത്തിലുള്ള ചില തന്മാത്രകളുടെ/അയോണുകളുടെ ആകൃതികളും പട്ടിക 4.6-ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. പട്ടിക 4.7-ൽ ഒന്നോ അതിലധികമോ ഏകാന്തജോടി ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉള്ള ചില തന്മാത്രകളുടേയും അയോണുകളുടേയും ആകൃതി കാണിച്ചിരിക്കുന്നു. തന്മാത്രകളുടെ ഘടനയിലുള്ള വ്യതിയാനത്തിന്റെ കാരണങ്ങൾ പട്ടിക 4.8-ൽ വിശദമാക്കിയിരിക്കുന്നു.

പട്ടിക 4.6-ൽ ചിത്രീകരിച്ചിരിക്കുന്നതുപോലെ AB_2, AB_3, AB_4, AB_5, AB_6 തുടങ്ങിയ സംയുക്തങ്ങളിൽ കേന്ദ്ര ആറ്റമായ A യ്ക്ക് ചുറ്റുമായി ഇലക്ട്രോൺ ജോടികളും B ആറ്റങ്ങളും ക്രമീകരിച്ചിരിക്കുന്നത് യഥാക്രമം രേഖീയം (Linear), ത്രികോണീയതലം (Trigonal Planar), ചതുർകം (tetrahedral), ത്രികോണീയ ദ്വിപിരമിഡ് (trigonal bibyramidal), അഷ്ടകഫലകീയം (Octhedral) എന്നിങ്ങനെയാണ്. തന്മാത്രകളായ BF_3 (AB_3), CH_4 (AB_4), PCl_5 (AB_5) തുടങ്ങിയവയിൽ ഇത്തരം ക്രമീകരണങ്ങൾ കാണാൻ

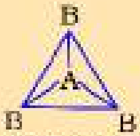
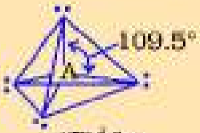
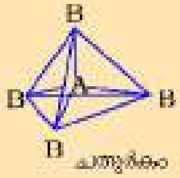
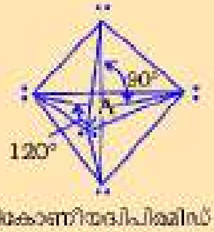
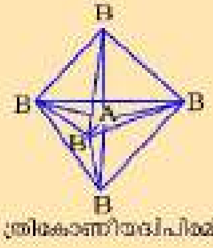
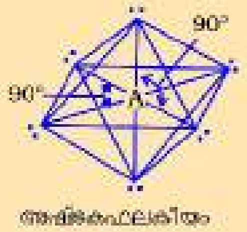
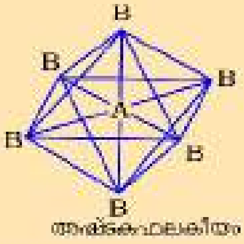
കഴിയും. ഇവയെ ബോൾ-സ്റ്റിക് മാതൃകകൾ ഉപയോഗിച്ച് താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന രീതിയിൽ ചിത്രീകരിക്കാം.



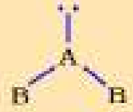
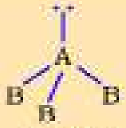
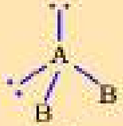
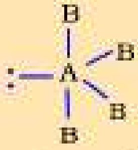
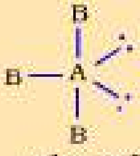
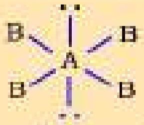
ചിത്രം 4.8 കേന്ദ്ര ആറ്റത്തിന് ചുറ്റും ഏകാന്ത ജോഡി ഇലക്ട്രോണുകൾ ഒന്നും തന്നെയില്ലാത്ത തന്മാത്രകളുടെ ആകൃതികൾ

അനേകം തന്മാത്രകളുടെ, പ്രത്യേകിച്ച് *p*-ബ്ലോക്ക് മൂലകങ്ങളുടെ സംയുക്തങ്ങളുടെ ആകൃതികൾ കൃത്യമായി പ്രവചിക്കുവാൻ VSEPR സിദ്ധാന്തത്തിന് കഴിഞ്ഞു. സാധ്യമായ ഘടനകൾ തമ്മിലുള്ള ഊർജ വ്യത്യാസം വളരെക്കുറവാണെങ്കിൽപ്പോലും അവയുടെ ആകൃതികൾ ഏറെക്കുറെ കൃത്യമായി നിർണയിക്കുന്നതിൽ ഈ സിദ്ധാന്തം വിജയിച്ചു. തന്മാത്രകളുടെ ആകൃതികൾ നിർണയിക്കുന്നത് ഇലക്ട്രോൺ ജോടികൾ തമ്മിലുള്ള വികർഷണങ്ങളുടെ ഫലമാണ് എന്ന സൈദ്ധാന്തികാടിസ്ഥാനത്തിന് വ്യക്തതയില്ലാത്തതിനാൽ VSEPR സിദ്ധാന്തം ഇന്നും പല സംശയങ്ങൾക്കും ചർച്ചകൾക്കുമുള്ള ഒരു വിഷയമായി തുടരുന്നു.

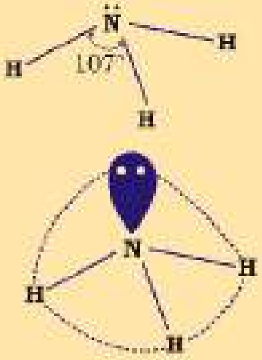
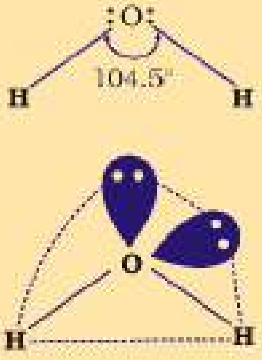
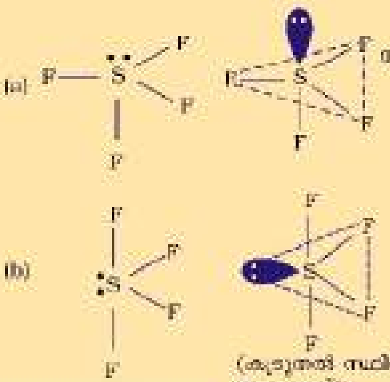
പട്ടിക 4.6 കേന്ദ്ര ആറ്റത്തിൽ ഏകാന്തജോഡി ഇലക്ട്രോണുകൾ ഇല്ലാത്ത തന്മാത്രകളുടെ ഘടനകൾ

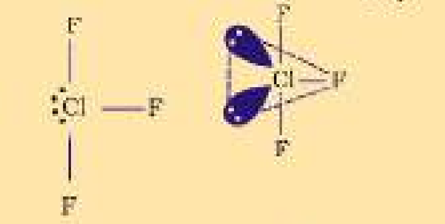
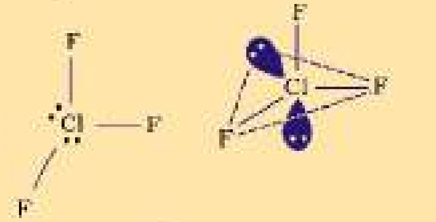
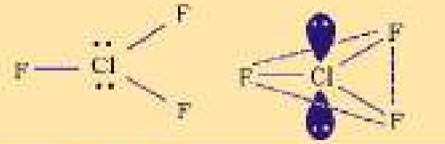
ഇലക്ട്രോൺ ജോടികളുടെ എണ്ണം	ഇലക്ട്രോൺ ജോടികളുടെ ക്രമീകരണം	തന്മാത്രാഘടന	ഉദാഹരണങ്ങൾ
2	രേഖീയം	B—A—B രേഖീയം	$BeCl_2$, $HgCl_2$
3	ത്രികോണീയതലം	 ത്രികോണീയതലം	BF_3
4	 ചതുർഫലകം	 ചതുർഫലകം	CH_4, NH_4^+
5	 ത്രികോണീയദ്വിപിരമിഡ്	 ത്രികോണീയദ്വിപിരമിഡ്	PCl_5
6	 അഷ്ടകഫലകീയം	 അഷ്ടകഫലകീയം	SF_6

പട്ടിക 4.7 കേന്ദ്ര ആറ്റത്തിന് ചുറ്റും ഒന്നോ അതിലധികമോ ഏകാന്ത ജോഡി ഇലക്ട്രോണുകൾ (E) ഉള്ള ചില തന്മാത്രകളുടെ/അയോണുകളുടെ ആകൃതി

തന്മാത്രാ ഇനം	ബന്ധന ജോടികളുടെ എണ്ണം	ഏകാന്ത ജോടികളുടെ എണ്ണം	ഇലക്ട്രോൺ ജോടികളുടെ ക്രമീകരണം	ആകൃതി	ഉദാഹരണം
AB_2E	2	1	 ത്രികോണീയതലം	വക്രീയം	SO_2, O_3
AB_3E	3	1	 ചതുഷ്കം	ത്രികോണീയപിരമിഡ്	NH_3
AB_2E_2	2	2	 ചതുഷ്കം	വക്രീയം	H_2O
AB_4E	4	1	 ത്രികോണീയ ദ്വിപിരമിഡ്	സീസോ	SF_4
AB_3E_2	3	2	 ത്രികോണീയ ദ്വിപിരമിഡ്	T-ആകൃതി	ClF_3
AB_5E	5	1	അഷ്ടകഫലകീയം	സമചതുരസ്തൂപിക	BrF_5
AB_4E_2	4	2	 അഷ്ടകഫലകീയം	സമതലീയചതുരം	XeF_4

പട്ടിക 4.8 ബന്ധനജോടികളും ഏകാന്തജോടികളും ഉള്ള തന്മാത്രകളുടെ ആകൃതികൾ

തന്മാത്രാ തരം	ബന്ധന ജോടികളുടെ എണ്ണം	ഏകാന്ത ജോടികളുടെ എണ്ണം	ഇലക്ട്രോൺ ക്രമീകരണം	ഘടന	ഈ ഘടന സ്വീകരിക്കുവാനുള്ള കാരണം
AB_2E	2	1		കോണീയം	സൈദ്ധാന്തികമായി തന്മാത്രാഘടന ത്രികോണീയതലം ആയിരിക്കണം. എന്നാൽ, യഥാർഥത്തിൽ ഇതിന് കോണീയഘടന അഥവാ V ആകൃതിയാണുള്ളത്. ബന്ധന ജോടി ബന്ധന ജോടി വികർഷണവുമായി താരതമ്യം ചെയ്യുമ്പോൾ ഏകാന്ത ജോടി-ബന്ധനജോടി വികർഷണം കൂടിയിരിക്കുന്നതാണ് ഇതിന് കാരണം. അതുകൊണ്ട് ബന്ധനകോൺ 120° യിൽ നിന്ന് 119.5° ആയി കുറയുന്നു.
AB_3E	3	1		ത്രികോണീയ പിരമിഡ് (ത്രികോണ സ്തൂപിക)	ഏകാന്തജോടിയുടെ സ്ഥാനത്ത് ഒരു ബന്ധനജോടി ആയിരുന്നെങ്കിൽ ഘടന ചതുർക്കം ആകുമായിരുന്നു. എന്നാൽ ഒരു ഏകാന്ത ജോടിയുടെ സാന്നിധ്യം ഉള്ളതുകൊണ്ടും ഏകാന്തജോടി- ബന്ധനജോടി വികർഷണം കൂടുതലായതിനാലും ബന്ധന ജോടികൾ തമ്മിലുള്ള കോൺ 109.5°-യിൽ നിന്ന് 107° ആയി കുറയുന്നു.
AB_2E_2	2	2		കോണീയം	ബന്ധനജോടികൾ മാത്രമേ ഉണ്ടായിരുന്നുള്ളുവെങ്കിൽ ഘടന ചതുർക്കം ആയിരുന്നേനെ. എന്നാൽ 2 ഏകാന്ത ജോടി ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉള്ളതിനാൽ ഘടന വിരൂപചതുർക്കം അഥവാ കോണീയം ആകുന്നു. ഇതിന്റെ കാരണം ഏകാന്തജോടി-ഏകാന്ത ജോടിവികർഷണം ബന്ധന ജോടി-ബന്ധനജോടി വികർഷണത്തെക്കാൾ കൂടുതലാണെന്നതാണ്. അതുകൊണ്ടു തന്നെ, ബന്ധന കോണും 109.5° യിൽ നിന്ന് 104.5° ആയി കുറയുന്നു.
AB_4E	4	1		സീസോ	(a) യിൽ ഏകാന്തജോടി അക്ഷീയ സ്ഥാനത്താണ്. അതിനാൽ 90° കോണളവിൽ 3 ഏകാന്തജോടി- ബന്ധനജോടി വികർഷണങ്ങൾ ഉണ്ട്. (b) യിൽ ഏകാന്തജോടി തിരശ്ചീയ സ്ഥാനത്താണ്. അതുകൊണ്ട് 2 ഏകാന്തജോടി- ബന്ധനജോടി വികർഷണങ്ങൾ മാത്രമേയുള്ളൂ. തന്മൂലം (b) യിലെ ക്രമീകരണമാണ് കൂടുതൽ സ്ഥിരതയുള്ളത്. (b) എന്ന ഘടനയെ വിരൂപചതുർക്കം എന്നോ മടക്കുസമചതുരമെന്നോ സീസോ എന്നോ വിളിക്കാം.

തന്മാത്രായിനം	ബന്ധന ജോടികളുടെ എണ്ണം	ഏകാന്ത ജോടികളുടെ എണ്ണം	ഇലക്ട്രോൺ ക്രമീകരണം	ഘടന	ഈ ഘടന സ്വീകരിക്കുവാനുള്ള കാരണം
AB_3E_2	3	2	(a)  (b)  (c) 	T-ആകൃതി	(c) യിൽ ഏകാന്തജോടികൾ നിരക്ഷീയ സ്ഥാനങ്ങളിലാണ്. അതിനാൽ ഏകാന്തജോടികൾ അക്ഷീയസ്ഥാനങ്ങളിലായ മറ്റ് ഘടനകളുമായി താരതമ്യം ചെയ്യുമ്പോൾ ഇവിടെ വികർഷണം കുറവാണ്. അതുകൊണ്ട് (c) എന്ന ഘടനയാണ് കൂടുതൽ സ്ഥിരതയാർന്നത് (T-ആകൃതിയുള്ളത്).

4.5. സംയോജകതാബന്ധന സിദ്ധാന്തം (Valence Bond Theory)

നിങ്ങൾക്കറിയാവുന്നതുപോലെ, ലൂയിസ് സമീപനം തന്മാത്രകളുടെ ഘടന എഴുതുന്നതിന് സഹായകരമെങ്കിലും രാസബന്ധന രൂപീകരണത്തെക്കുറിച്ച് വിശദീകരിക്കുവാൻ അതിനായില്ല. H_2, F_2 തുടങ്ങിയ തന്മാത്രകളിൽ ആറ്റങ്ങൾ തമ്മിൽ ഒരു ഇലക്ട്രോൺ ജോടിയെ പങ്കുവച്ചുകൊണ്ട് ഒരു ഏകബന്ധനമാണ് ഉള്ളതെങ്കിലും ഈ തന്മാത്രകളിലെ ബന്ധനവിഘടന ഊർജവും ബന്ധനദൈർഘ്യവും (H_2 435.8 kJ mol^{-1}, 74 pm; F_2 155 kJ mol^{-1}, 144 pm) വ്യത്യസ്തമാണ്. ഇതിന്റെ കാരണം വിശദമാക്കുന്നതിനും ലൂയിസ് സമീപനത്തിനായില്ല. ബഹുആറ്റോമികതന്മാത്രകളുടെ ആകൃതിയെക്കുറിച്ചും ഇത് യാതൊരുവിധ ആശയങ്ങളും നൽകുന്നില്ല.

അതുപോലെ, ലഘുതന്മാത്രകളുടെ ഘടന നൽകാൻ VSEPR സിദ്ധാന്തത്തിന് കഴിഞ്ഞെങ്കിലും അവയെ സൈദ്ധാന്തികമായി വിശദീകരിക്കുവാൻ അതിന് കഴിഞ്ഞില്ല. കൂടാതെ ഈ സിദ്ധാന്തത്തിന് പരിമിതമായ ഉപയോഗം മാത്രമേയുള്ളൂ. ഈ പരിമിതികളെ മറികടക്കുവാൻ ക്വാണ്ടം ബലതന്ത്രതത്വങ്ങളെ അടിസ്ഥാനമാക്കി രണ്ട് പ്രധാന സിദ്ധാന്തങ്ങൾ ആവിഷ്കരിച്ചിട്ടുണ്ട്. അവയാണ് സംയോജകതാബന്ധനസിദ്ധാന്തവും (Valence Bond Theory അഥവാ VB സിദ്ധാന്തം) തന്മാത്രാഓർബിറ്റൽ സിദ്ധാന്തവും (Molecular orbital Theory അഥവാ MO സിദ്ധാന്തം)

സംയോജകതാബന്ധന സിദ്ധാന്തം ആവിഷ്കരിച്ചത് ഹെയ്റ്റ്ലർ, ലണ്ടൻ തുടങ്ങിയവരാണ് (1927). ഇതിനെ വിപുലമാക്കിയത് പോളിങ്ങും മറ്റുള്ളവരുമാണ്. മൂലകങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസങ്ങൾ (യൂണിറ്റ് 2) അറ്റോമിക ഓർബിറ്റലുകൾ, അവയുടെ അതിവ്യാപനവും സങ്കരണവും, വേരിയേഷൻ, സൂപ്പർപൊസിഷൻ തത്വങ്ങൾ എന്നീ ധാരണകളെ അടിസ്ഥാനമാക്കിയാണ് ഈ സിദ്ധാന്തം ചർച്ച ചെയ്യപ്പെടുന്നത്. ഈ ആശയങ്ങളെ അടിസ്ഥാനമാക്കി VB സിദ്ധാന്തം വിശദീകരിക്കുകയെന്നത് ഈ പുസ്തകത്തിന്റെ പരിധിക്കപ്പുറത്താണ്. അതുകൊണ്ട് ഇവിടെ നമ്മുടെ സൗകര്യാർഥം ഗണിതശാസ്ത്രപരമല്ലാതെ ഗുണപരമായി മാത്രമാണ് ഈ സിദ്ധാന്തം ചർച്ച ചെയ്യുന്നത്. തന്മാത്രകളിൽ വച്ച് ഏറ്റവും ലഘുവായ ഹൈഡ്രജൻ തന്മാത്രയുടെ രൂപീകരണം പരിഗണിച്ചുകൊണ്ട് നമുക്ക് ആരംഭിക്കാം.

പരസ്പരം അടുത്തുകൊണ്ടിരിക്കുന്ന A,B എന്നീ രണ്ടു ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങളെ പരിഗണിക്കുക. ഇവയുടെ ന്യൂക്ലിയസുകൾ യഥാക്രമം N_A, N_B യെന്നും ഇലക്ട്രോണുകൾ യഥാക്രമം e_A, e_B എന്നുമിരിക്കട്ടെ. ഈ രണ്ട് ആറ്റങ്ങളും പരമാവധി അകലത്തിലായിരിക്കുമ്പോൾ അവ തമ്മിൽ യാതൊരുവിധ ആകർഷണ-വികർഷണങ്ങളും ഇല്ല. എന്നാൽ ഈ രണ്ട് ആറ്റങ്ങൾ പരസ്പരം സമീപിക്കുമ്പോൾ പുതിയ ആകർഷണ-വികർഷണബലങ്ങൾ ഉടലെടുക്കും.

ആകർഷണബലങ്ങൾ ഉണ്ടാകുന്നത്:

(i) ഒരു ആറ്റത്തിന്റെ ന്യൂക്ലിയസും അതിന്റെ സ്വന്തം ഇലക്ട്രോണും തമ്മിൽ. അതായത് $N_A - e_A$ തമ്മിലും $N_B - e_B$ തമ്മിലും.

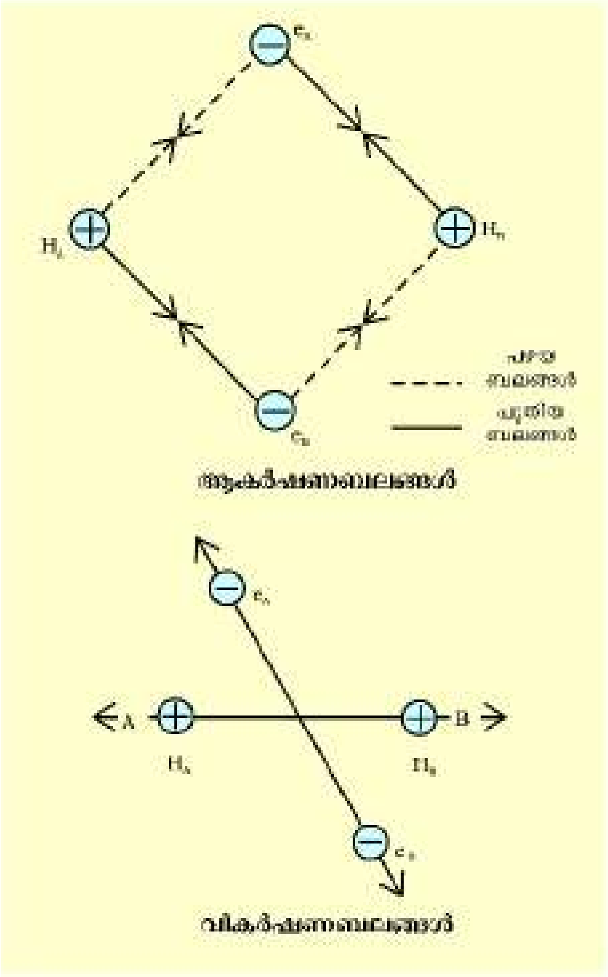
(ii) ഒരു ആറ്റത്തിന്റെ ന്യൂക്ലിയസ്സും അടുത്ത ആറ്റത്തിന്റെ ഇലക്ട്രോണും തമ്മിൽ, അതായത് $N_A - e_B$ യും $N_B - e_A$ യും തമ്മിലും.

അതുപോലെ വികർഷണബലങ്ങൾ ഉണ്ടാകുന്നത്:

(i) രണ്ട് ആറ്റങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോണുകൾ തമ്മിൽ ($e_A - e_B$)

(ii) അവയുടെ ന്യൂക്ലിയസ്സുകൾ തമ്മിൽ ($N_A - N_B$)

ആകർഷണബലങ്ങൾ രണ്ട് ആറ്റങ്ങളേയും പരസ്പരം അടുത്തേയ്ക്ക് എത്തിക്കാൻ ശ്രമിക്കുന്നു. എന്നാൽ വികർഷണബലങ്ങൾ അവയെ ദൂരേയ്ക്ക് തള്ളി നീക്കുന്നു. (ചിത്രം 4.7)

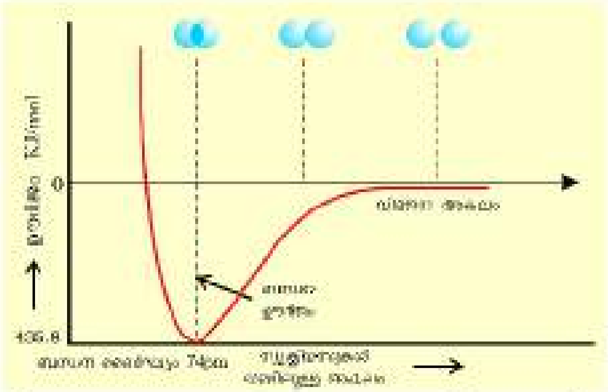


ചിത്രം 4.7 ഹൈഡ്രജൻ തന്മാത്ര രൂപപ്പെടുമ്പോഴുള്ള ആകർഷണ-വികർഷണബലങ്ങൾ

പുതിയ ആകർഷണ ബലങ്ങളുടെ അളവ് വികർഷണ ബലങ്ങളുടെ അളവിനേക്കാൾ കൂടുതലാണെന്ന് പരീക്ഷണങ്ങളിലൂടെ കണ്ടെത്തിയിട്ടുണ്ട്. അതിന്റെ ഫലമായി രണ്ട് ആറ്റങ്ങളും പരസ്പരം സമീപിക്കുകയും അവയുടെ സ്ഥിതികോർജം കുറയുകയും ചെയ്യും. ഒടുവിൽ ഈ ആകർഷണ-വികർഷണ ബലങ്ങൾ സന്തുലിതമാകുന്ന ഒരു അവസ്ഥ ഉണ്ടാകുകയും അങ്ങനെ വ്യൂഹം പരമാവധി കുറഞ്ഞ ഊർജം കൈവരിക്കുകയും ചെയ്യും. ഈ അവസരത്തിൽ രണ്ട് ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങളും പരസ്പരം ബന്ധനത്തിലേർപ്പെട്ടതായി പറയാം. അങ്ങനെ ഒരു സ്ഥിരതയുള്ള ഹൈഡ്രജൻ തന്മാത്ര (H_2) ഉണ്ടാകുന്നു. ഇവിടെ ബന്ധനദൈർഘ്യം 74pm ആണ്.

രണ്ട് ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങൾ തമ്മിൽ ഒരു ബന്ധനം രൂപപ്പെട്ടുകഴിയുമ്പോൾ ഊർജം മോചിപ്പിക്കപ്പെടുന്നതിനാൽ ഹൈഡ്രജൻ തന്മാത്ര ഒറ്റപ്പെട്ട ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങളേക്കാൾ കൂടുതൽ സ്ഥിരതയുള്ളതാണ്. അങ്ങനെ മോചിതമാകുന്ന ഊർജത്തെ ബന്ധന **എൻഥാൽപി (Bond Enthalpy)** എന്നു പറയുന്നു. ചിത്രം 4.8-ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന ഗ്രാഫിലെ ഏറ്റവും കുറഞ്ഞ പരിധിക്ക് തുല്യമാണിത്. മറിച്ച് ഒരു മോൾ ഹൈഡ്രജൻ തന്മാത്രയെ വിഘടിപ്പിക്കുവാൻ 435.8KJ ഊർജം ആവശ്യമാണ്.

$$H_2(g) + 435.8\ kJ\ mol^{-1} \rightarrow H(g) + H(g)$$



ചിത്രം 4.8 ഹൈഡ്രജൻ തന്മാത്രാരൂപീകരണത്തിലെ സ്ഥിതികോർജവ്യതിയാനം ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങളുടെ ന്യൂക്ലിയസുകൾ തമ്മിലുള്ള അകലത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ. വക്രത്തിലെ കുറഞ്ഞ പരിധി H_2 തന്മാത്രയുടെ ഏറ്റവും സ്ഥിരതയുള്ള അവസ്ഥയെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു.

4.5.1. ഓർബിറ്റൽ അതിവ്യാപനസങ്കൽപനം

ഹൈഡ്രജൻ തന്മാത്രയുടെ രൂപീകരണത്തിൽ, രണ്ട് ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങളും വളരെയടുത്ത് എത്തുമ്പോൾ അവയുടെ ഊർജം ഏറ്റവും കുറഞ്ഞ ഒരു അവസ്ഥയുണ്ടാകുന്നു. ഈ അവസ്ഥയിൽ അവയുടെ

അറ്റോമിക ഓർബിറ്റലുകൾ ഭാഗികമായി അന്തർഗമനം ചെയ്യുന്നു. ഇങ്ങനെ അറ്റോമിക ഓർബിറ്റലുകൾ ഭാഗികമായി ഇടകലരുന്നതിനെയാണ് ഓർബിറ്റൽ അതിവ്യാപനസങ്കൽപനം (orbital overlap concept) എന്നു പറയുന്നത്. ഇതിന്റെ ഫലമായി ഇലക്ട്രോണുകൾ ജോടിയാകുന്നു. ഒരു സഹസംയോജക ബന്ധനത്തിന്റെ ശക്തി തീരുമാനിക്കുന്നത് ഈ അതിവ്യാപനവ്യാപ്തി ആണ്. പൊതുവെ, ഈ അതിവ്യാപനം കൂടുന്നതനുസരിച്ച് രണ്ട് ആറ്റങ്ങൾക്കിടയിലുള്ള ബന്ധനത്തിന്റെ ശക്തിയും കൂടുന്നു. അതുകൊണ്ട്, ഓർബിറ്റൽ അതിവ്യാപന സങ്കല്പനം അനുസരിച്ച് രണ്ട് ആറ്റങ്ങൾ തമ്മിൽ ഒരു സഹസംയോജക ബന്ധനം രൂപപ്പെടുന്നത് അവയുടെ സംയോജകതാഷെല്ലിലെ വിപരീതചക്രണങ്ങളുള്ള ഇലക്ട്രോണുകൾ ജോടിയാകുന്നതിനാലാണ്.

4.5.2. ബന്ധനങ്ങളുടെ ദിശാഗുണങ്ങൾ

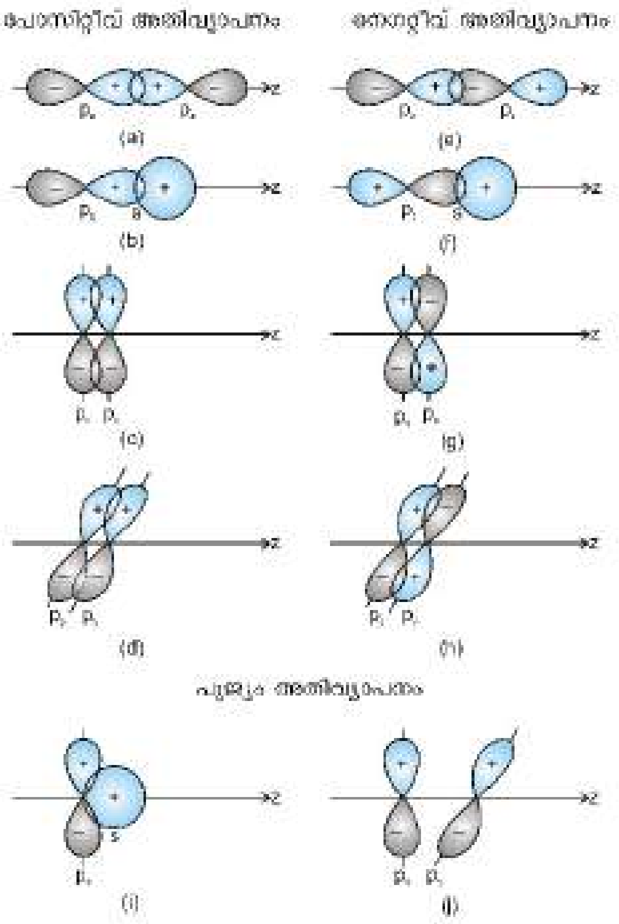
നാം നേരത്തെ കണ്ടതുപോലെ ഒരു സഹസംയോജക ബന്ധനത്തിന്റെ രൂപീകരണം അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകളുടെ അതിവ്യാപനത്തെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. രണ്ട് ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങൾ സംയോജിക്കുമ്പോൾ അവയുടെ 1s ഓർബിറ്റലുകൾ അതിവ്യാപനം ചെയ്യുന്നതുകൊണ്ടാണ് ഒരു ഹൈഡ്രജൻ തന്മാത്ര രൂപപ്പെടുന്നത്.

ബഹുഅറ്റോമികതന്മാത്രകളായ CH_4, NH_3, H_2O തുടങ്ങിയവയിൽ ബന്ധനരൂപീകരണത്തെപ്പോലെ തന്നെ അവയുടെ ആകൃതിയും പ്രാധാന്യമർഹിക്കുന്നു. ഉദാഹരണമായി, എന്തുകൊണ്ടാണ് മീഥെയ്ൻ തന്മാത്രയുടെ ആകൃതി ചതുഷ്കവും അതിലെ ബന്ധനകോൺ 109.5° യും ആയിരിക്കുന്നത്? അമോണിയാതന്മാത്രയുടെ ആകൃതി പിരമിഡീയം (സ്തൂപികാകൃതി) ആയിരിക്കുന്നത് എന്തുകൊണ്ടാണ്?

അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകളുടെ അതിവ്യാപനം, സങ്കരണം എന്നിവയെ അടിസ്ഥാനമാക്കിയാണ്, ബഹുഅറ്റോമിക തന്മാത്രകളായ CH_4, NH_3, H_2O, തുടങ്ങിയവയുടെ രൂപീകരണത്തെയും അവയിലെ ബന്ധനങ്ങളുടെ ദിശാഗുണങ്ങളെയും പറ്റി സംയോജകതാബന്ധന സിദ്ധാന്തം വിശദീകരിക്കുന്നത്.

4.5.3. അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകളുടെ അതിവ്യാപനം

രണ്ട് ആറ്റങ്ങൾ വളരെ അടുത്തേയ്ക്ക് വരുമ്പോൾ അവയുടെ അറ്റോമിക ഓർബിറ്റലുകൾ അതിവ്യാപനം ചെയ്യുന്നു. ഓർബിറ്റലുകളുടെ സ്വഭാവമനുസരിച്ച് ഈ അതിവ്യാപനം പോസിറ്റീവോ നെഗറ്റീവോ പൂജ്യമോ ആകാം. ചിത്രം 4.9–ൽ പോസിറ്റീവ്, നെഗറ്റീവ്, പൂജ്യം എന്നീ അതിവ്യാപനങ്ങളിലേക്ക് നയിക്കുന്ന s ഓർബിറ്റലുകളുടെയും p ഓർബിറ്റലുകളുടെയും ക്രമീകരണം കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.



ചിത്രം 4.9 s, p എന്നീ അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകളുടെ പോസിറ്റീവ്, നെഗറ്റീവ്, പൂജ്യം അതിവ്യാപനങ്ങൾ

സഹസംയോജകബന്ധനങ്ങളുടെ രൂപീകരണവുമായി ബന്ധപ്പെട്ട പ്രധാനമാനദണ്ഡമായ 'അതിവ്യാപനം', എന്നത് സമന്യൂക്ലിയർ (homonuclear)/വിഷമന്യൂക്ലിയർ ദ്വയാറ്റോമികതന്മാത്രകൾക്കും ബഹുഅറ്റോമിക തന്മാത്രകൾക്കും ഒരു പോലെ ബാധകമാണ്. CH_4, NH_3, H_2O തുടങ്ങിയ ബഹുഅറ്റോമിക തന്മാത്രകളുടെ കാര്യത്തിൽ VB സിദ്ധാന്തത്തിന് അവയുടെ സവിശേഷാകൃതി കൂടി വിവരിക്കേണ്ടതായുണ്ട്. CH_4, NH_3, H_2O എന്നീ തന്മാത്രകൾക്ക് യഥാക്രമം ചതുഷ്കം, പിരമിഡീയം, വക്രം തുടങ്ങിയ ആകൃതികളാണുള്ളതെന്ന് നമുക്കറിയാം. അതുകൊണ്ടുതന്നെ ഈ ജ്യാമിതീയരൂപങ്ങളെ ഓർബിറ്റൽ അതിവ്യാപനത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ വിശദീകരിക്കുവാൻ കഴിയുമോയെന്നത് കൗതുകമുണർത്തുന്ന കാര്യമാണ്.

ആദ്യമായി നമുക്ക് മീഥെയ്ൻ (CH_4) തന്മാത്രയുടെ കാര്യമെടുക്കാം. നിമ്നോർജാവസ്ഥയിലെ കാർബ

ണിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം [He]$2s^2$ $2p^2$ എന്നാണ്. ഇത് ഉത്തേജിതാവസ്ഥയിൽ [He] $2s^1$ $2p_x^1$ $2p_y^1$ $2p_z^1$ എന്നാകും. ഈ ഉത്തേജനത്തിന് ആവശ്യമായി വരുന്ന ഊർജം കാർബൺ, ഹൈഡ്രജൻ എന്നിവയിലെ ഓർബിറ്റലുകളുടെ അതിവ്യാപനത്തിലൂടെ സ്വതന്ത്രമാകുന്ന ഊർജം കൊണ്ടാണ് പരിഹരിക്കപ്പെടുന്നത്. ജോടിയല്ലാത്ത ഇലക്ട്രോണുകളോടുകൂടിയ കാർബണിന്റെ 4 അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകൾ ഓരോ ഇലക്ട്രോൺ വീതം അടങ്ങിയ 4 H ആറ്റങ്ങളുടെ 1s ഓർബിറ്റലുകളുമായി അതിവ്യാപനം ചെയ്യുന്നു. ഇങ്ങനെ C-H ബന്ധനങ്ങൾ രൂപീകൃതമാകുന്നു. എന്നിരുന്നാലും, കാർബൺ ആറ്റത്തിലെ മൂന്ന് p-ഓർബിറ്റലുകൾ പരസ്പരം 90° കോണളവിൽ ക്രമീകരിച്ചിരിക്കുന്നതിനാൽ ഇവയിൽ H-C-H കോണളവുകളും 90° ആയിരിക്കും. അതായത് മൂന്ന് C-H ബന്ധനങ്ങൾ പരസ്പരം 90° യിലായിരിക്കും ക്രമീകരിക്കപ്പെടുന്നത്. കാർബണിലെ 2s ഓർബിറ്റലും ഹൈഡ്രജനിലെ 1s ഓർബിറ്റലും ഗോളീയാകൃതിയിലായതിനാൽ അവയ്ക്ക് ഏത് ദിശയിലും അതിവ്യാപനം ചെയ്യാം. ആയതിനാൽ, നാലാമത്തെ C-H ബന്ധനത്തിന്റെ ദിശ നിശ്ചിതമല്ല. ഈ വിവരണം ചതുർക HCH കോണളവായ 109.5° - യുമായി യോജിക്കുന്നതല്ല. മീഥെയ്നിലെ ബന്ധനങ്ങളുടെ ദിശാസ്വഭാവങ്ങളെപ്പറ്റി വിവരിക്കുവാൻ അറ്റോമിക ഓർബിറ്റലുകളുടെ അതിവ്യാപനം മാത്രമുപയോഗിച്ച് സാധ്യമല്ല എന്ന് ഇതിൽ നിന്ന് വ്യക്തമാണ്. NH_3, H_2O തുടങ്ങിയ തന്മാത്രകളുടെ കാര്യത്തിലും HNH, HOH എന്നീ കോണളവുകൾ 90° തന്നെയായിരിക്കണം. എന്നാൽ യഥാർഥത്തിൽ അങ്ങനെയല്ല. NH_3, H_2O എന്നീ തന്മാത്രകളിലെ ബന്ധനകോണുകൾ യഥാക്രമം 107°, 104.5° എന്നിങ്ങനെയാണ്.

4.5.4. അതിവ്യാപനരീതികളും സഹസംയോജക ബന്ധനങ്ങളുടെ സ്വഭാവവും

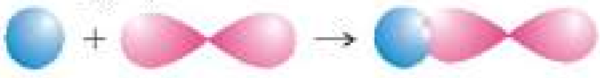
അതിവ്യാപനരീതികളെ അടിസ്ഥാനമാക്കി സഹസംയോജകബന്ധനങ്ങളെ രണ്ടായി തിരിക്കാം.

(i) സിഗ്മാ (σ) ബന്ധനവും (ii) പൈ (π) ബന്ധനവും

(i) സിഗ്മാ (σ) ബന്ധനം: ബന്ധനത്തിൽ പങ്കെടുക്കുന്ന ഓർബിറ്റലുകൾ അവയുടെ അന്തരകേന്ദ്രീയ അക്ഷത്തിലൂടെ നേർക്കുനേർ (നീളത്തിൽ) അതിവ്യാപനം ചെയ്യുമ്പോഴാണ് ഇത്തരം സഹസംയോജക ബന്ധനം ഉണ്ടാകുന്നത്. ഇതിനെ നേർക്കുനേർ അതിവ്യാപനം (head on overlap) അഥവാ അക്ഷീയ അതിവ്യാപനം (axial overlap) എന്നുപറയുന്നു. അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകളുടെ താഴെപ്പറയുന്ന ഏതെങ്കിലും തരത്തിലുള്ള സംയോജനത്തിലൂടെയാണ് ഇത് രൂപീകൃതമാകുന്നത്.

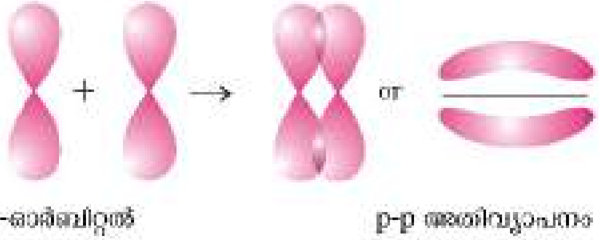
- **s-s അതിവ്യാപനം** : ഇവിടെ രണ്ട് അർധ പൂരിത s- അറ്റോമിക ഓർബിറ്റലുകൾ അവയുടെ അന്തഃകേന്ദ്രീയ അക്ഷത്തിലൂടെ (inter nuclerar axis) അതിവ്യാപനം ചെയ്യുന്നു.

- **s-p അതിവ്യാപനം** : ഇവിടെ ഒരു ആറ്റത്തിന്റെ അർധപൂരിത s ഓർബിറ്റൽ മറ്റൊരു ആറ്റത്തിന്റെ അർധപൂരിത p- ഓർബിറ്റലുമായി അതിവ്യാപനം ചെയ്യുന്നു.



- **p-p അതിവ്യാപനം** : ഇവിടെ രണ്ട് ആറ്റങ്ങളുടെ അർധപൂരിത p ഓർബിറ്റലുകൾ തമ്മിൽ അതിവ്യാപനം ചെയ്യുന്നു.

(ii) പൈ (π) ബന്ധനം : അറ്റോമിക ഓർബിറ്റലുകൾ അവയുടെ അക്ഷങ്ങൾക്ക് സമാന്തരമായും അന്തർകേന്ദ്രീയഅക്ഷത്തിന് ലംബമായും അതിവ്യാപനം ചെയ്യുമ്പോൾ പൈ (π) ബന്ധനം രൂപീകൃതമാകുന്നു. ഇതിനെ പാർശ്വിക അതിവ്യാപനം (lateral overlaping) അഥവാ വശങ്ങളിലൂടെയുള്ള അതിവ്യാപനം (side-wise overlapping) എന്നുപറയുന്നു. ഇങ്ങനെയുണ്ടാകുന്ന ഓർബിറ്റലുകൾ, പങ്കെടുക്കുന്ന ആറ്റങ്ങളുടെ തലത്തിന് മുകളിലും താഴെയുമായി 'സോസർ' രൂപത്തിലുള്ള രണ്ടു ചാർജുള്ള മേഘപടലങ്ങളായി കാണപ്പെടുന്നു.



4.5.5 സിഗ്മ - പൈ ബന്ധനങ്ങളുടെ ശക്തി

ഒരു ബന്ധനത്തിന്റെ ശക്തി അടിസ്ഥാനപരമായി അതിവ്യാപനവ്യാപ്തിയെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. സിഗ്മ ബന്ധനത്തിൽ ഓർബിറ്റലുകളുടെ അതിവ്യാപനം വളരെ കൂടുതൽ നടക്കുന്നു. എന്നാൽ പൈ ബന്ധനത്തിൽ ഓർബിറ്റലുകളുടെ അതിവ്യാപനവ്യാപ്തി

താരതമ്യേന കുറവാണ്. ആയതിനാൽ പൈ ബന്ധനവുമായി താരതമ്യം ചെയ്യുമ്പോൾ സിഗ്മ ബന്ധനം കൂടുതൽ ശക്തമാണ്. കൂടാതെ, രണ്ട് ആറ്റങ്ങൾക്കിടയിൽ ഒരു പൈ ബന്ധനം രൂപപ്പെടുന്നത് ഒരു സിഗ്മാ ബന്ധനത്തിന് പുറമെയാണ് എന്നതും ഒരു പ്രധാന വസ്തുതയാണ്. ബഹുബന്ധനമുള്ള (ദ്വിബന്ധനം അഥവാ ത്രിബന്ധനം ഉള്ള) തന്മാത്രകളിലാണ് π ബന്ധനം കാണപ്പെടുന്നത്.

4.6. സങ്കരണം (Hybridisation)

CH_4, NH_3 , H_2O തുടങ്ങിയ ബഹുഅറ്റോമിക തന്മാത്രകളുടെ സവിശേഷ ജ്യാമിതീയഘടനകൾ വിവരിക്കുന്നതിനായി പോളിങ് എന്ന ശാസ്ത്രജ്ഞൻ സങ്കരണം (hybridization) എന്ന ആശയം അവതരിപ്പിച്ചു. അദ്ദേഹത്തിന്റെ അഭിപ്രായത്തിൽ അറ്റോമിക ഓർബിറ്റലുകൾ സംയോജിക്കുമ്പോൾ സങ്കര ഓർബിറ്റലുകൾ എന്ന ഒരു കൂട്ടം പുതിയ സമതുല്യമായ ഓർബിറ്റലുകൾ രൂപപ്പെടുന്നു. ബന്ധനരൂപീകരണത്തിൽ പങ്കെടുക്കുന്നത് ഈ സങ്കര ഓർബിറ്റലുകൾ ആണ്. ഈ പ്രതിഭാസത്തെ സങ്കരണം (hybridization) എന്നുപറയുന്നു. ഊർജത്തിൽ ചെറിയ വ്യത്യാസമുള്ള ഓർബിറ്റലുകൾ അവയുടെ ഊർജം പുനർവിന്യസിക്കുവാനായി കൂടിക്കലരുകയും ഊർജവും ആകൃതിയും ഒരു പോലെയുള്ള ഒരു കൂട്ടം പുതിയ ഓർബിറ്റലുകൾ രൂപപ്പെടുകയും ചെയ്യുന്ന പ്രതിഭാസമാണ് സങ്കരണം. ഉദാഹരണമായി, കാർബൺ ആറ്റത്തിലെ ഒരു 2s ഓർബിറ്റലും മൂന്ന് 2p ഓർബിറ്റലുകളും സങ്കരണത്തിലേർപ്പെടുമ്പോൾ നാല് പുതിയ sp^3 സങ്കരഓർബിറ്റലുകൾ ഉണ്ടാകുന്നു.

സങ്കരണത്തിന്റെ പ്രധാന സവിശേഷതകൾ : സങ്കരണത്തിന്റെ പ്രധാനപ്പെട്ട സവിശേഷതകൾ താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്നവയാണ്

1. സങ്കരഓർബിറ്റലുകളുടെ എണ്ണം സങ്കരണത്തിൽ പങ്കെടുക്കുന്ന അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകളുടെ എണ്ണത്തിന് തുല്യമായിരിക്കും.
2. സങ്കരഓർബിറ്റലുകൾക്ക് എല്ലായ്പ്പോഴും ഒരേ ഊർജവും ആകൃതിയുമായിരിക്കും.
3. സ്ഥിരതയുള്ള ബന്ധനങ്ങൾ രൂപീകരിക്കുന്നതിൽ തനത് അറ്റോമിക ഓർബിറ്റലുകളെക്കാൾ കൂടുതൽ ഫലവത്താണ് സങ്കരഓർബിറ്റലുകൾ.
4. സങ്കരഓർബിറ്റലുകൾ അവയിലെ ഇലക്ട്രോൺ ജോടികൾ തമ്മിലുള്ള വികർഷണം കുറയ്ക്കുന്നതിനും ഒരു സ്ഥിരതയുള്ള ക്രമീകരണം നേടുന്നതിനുമായി ത്രിമാനതലത്തിലുള്ള ചില പ്രത്യേക ദിശകളിലേയ്ക്ക് വിന്യസിക്കുന്നു. അതുകൊണ്ട്, ഒരു തന്മാത്രയിലെ സങ്കരണരീതി അതിന്റെ ആകൃതിയെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു.

സങ്കരണത്തിന്റെ പ്രധാന വ്യവസ്ഥകൾ

(i) ഒരു ആറ്റത്തിന്റെ സംയോജകതാഷെല്ലിലെ ഓർബിറ്റലുകളാണ് സങ്കരണത്തിൽ പങ്കെടുക്കുന്നത്.

(ii) സങ്കരണത്തിൽ പങ്കെടുക്കുന്ന ഓർബിറ്റലുകൾക്ക് ഏകദേശം ഒരേ ഊർജമുണ്ടായിരിക്കണം.

(iii) സങ്കരണത്തിന് മുമ്പ് ഇലക്ട്രോണിന്റെ ഉത്തേജനം ഒരു അവശ്യവ്യവസ്ഥയല്ല.

(iv) അർധപൂരിത ഓർബിറ്റലുകൾക്ക് മാത്രമേ സങ്കരണത്തിൽ പങ്കെടുക്കാനാവൂ എന്നത് ഒരു നിർബന്ധ വ്യവസ്ഥയല്ല. ചില സന്ദർഭങ്ങളിൽ, സംയോജകതാഷെല്ലിലെ പൂരിത ഓർബിറ്റലുകളും സങ്കരണത്തിൽ പങ്കെടുക്കും.

4.6.1. വിവിധയിനം സങ്കരണങ്ങൾ

s,p,d ഓർബിറ്റലുകൾ പങ്കെടുക്കുന്ന വ്യത്യസ്തയിനം സങ്കരണങ്ങൾ ഉണ്ട്. അവയെക്കുറിച്ച് വിശദമായി താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.

(I) sp സങ്കരണം :

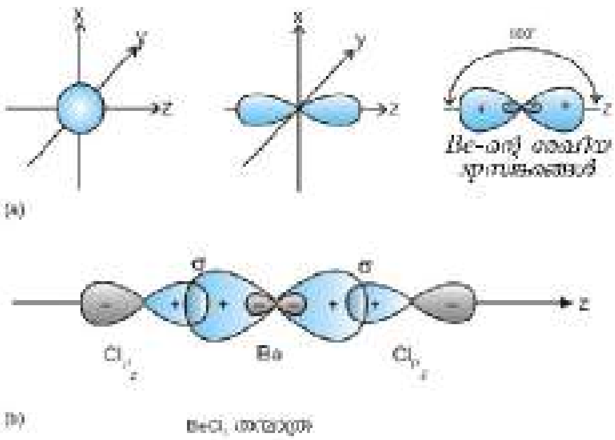
ഇത്തരം സങ്കരണത്തിൽ ഒരു s ഓർബിറ്റലും ഒരു *p* ഓർബിറ്റലും കൂടിക്കലർന്ന് തുല്യമായ രണ്ട് *sp* സങ്കര ഓർബിറ്റലുകൾ ഉണ്ടാകുന്നു. സങ്കര ഓർബിറ്റലുകൾ z- അക്ഷത്തിലൂടെ ക്രമീകരിക്കണമെങ്കിൽ, *sp* സങ്കരണത്തിന് അനുയോജ്യമായ ഓർബിറ്റലുകൾ s ഉം p_z ഉം ആയിരിക്കണം. ഓരോ *sp* സങ്കര ഓർബിറ്റലിനും 50% *s*-സ്വഭാവവും 50% *p*-സ്വഭാവവും ഉണ്ടായിരിക്കും. ഒരു തന്മാത്രയിലെ കേന്ദ്ര ആറ്റം *sp* സങ്കരണത്തിൽ ആയിരിക്കുകയും മറ്റു രണ്ടു ആറ്റങ്ങളുമായി നേരിട്ട് ബന്ധിച്ചിരിക്കുകയുമാണെങ്കിൽ അതിന്റെ ആകൃതി രേഖീയമായിരിക്കും. അതുകൊണ്ട് ഈ സങ്കരണത്തെ വികർണസങ്കരണം (diagonal hybridisation) അഥവാ രേഖീയസങ്കരണം (linear hybridisation) എന്നും പറയും.

പോസിറ്റീവ് ലോബുകൾ പുറത്തേയ്ക്കുന്തിയതും വളരെ ചെറിയ നെഗറ്റീവ് ലോബുകളോടുകൂടിയതുമായ രണ്ട് *sp* സങ്കരഓർബിറ്റലുകളും z-അക്ഷത്തിൽ വിപരീതദിശയിൽ ക്രമീകരിക്കപ്പെടുന്നു. ഇതുമൂലം അതിവ്യാപനം കൂടുതൽ ഫലപ്രദമാകുകയും അങ്ങനെ സ്ഥിരത കൂടിയ ബന്ധനങ്ങൾ ഉണ്ടാകുകയും ചെയ്യുന്നു.

sp സങ്കരണമുള്ള തന്മാത്രകൾക്ക് ഉദാഹരണം

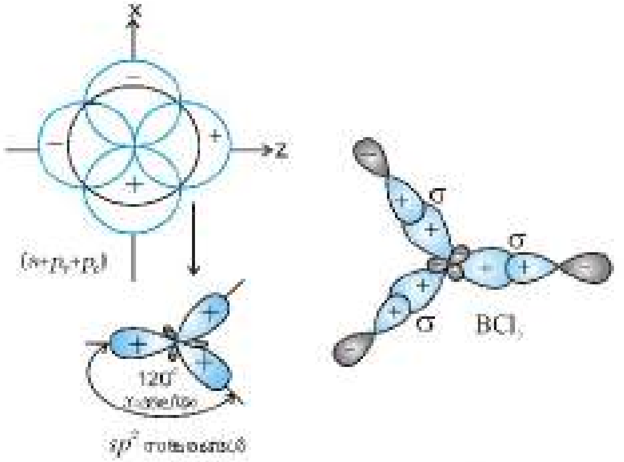
$BeCl_2$: ബെറിലിയത്തിന്റെ നിമ്നോർജ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം $1s^2 2s^2$ എന്നാണ്. അതിന്റെ ദ്വിസംയോജകതയ്ക്കു കാരണം ഉത്തേജിതാവസ്ഥയിൽ രണ്ട് 2s ഇലക്ട്രോണുകളിൽ ഒരെണ്ണം ശൂന്യമായ 2p ഓർബിറ്റലിലേയ്ക്ക് മാറ്റപ്പെടുന്നതാണ്. പിന്നീട് ഈ

2s ഓർബിറ്റലും 2p ഓർബിറ്റലും സങ്കരണം ചെയ്ത് രണ്ട് sp സങ്കരഓർബിറ്റലുകൾ ഉണ്ടാകുന്നു. ഈ രണ്ട് sp സങ്കരഓർബിറ്റലുകളും 180^0 കോണളവിൽ വിപരീതദിശയിൽ ക്രമീകരിക്കപ്പെടുന്നു. ഓരോ sp സങ്കരഓർബിറ്റലും ക്ലോറിന്റെ $3p$ ഓർബിറ്റലുമായി അക്ഷീയ അതിവ്യാപനത്തിൽ ഏർപ്പെടുകയും രണ്ട് Be-Cl സിഗ്മ ബന്ധനങ്ങൾ ഉണ്ടാകുകയും ചെയ്യും. ഇത് ചിത്രം 4.10-ൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്നു.



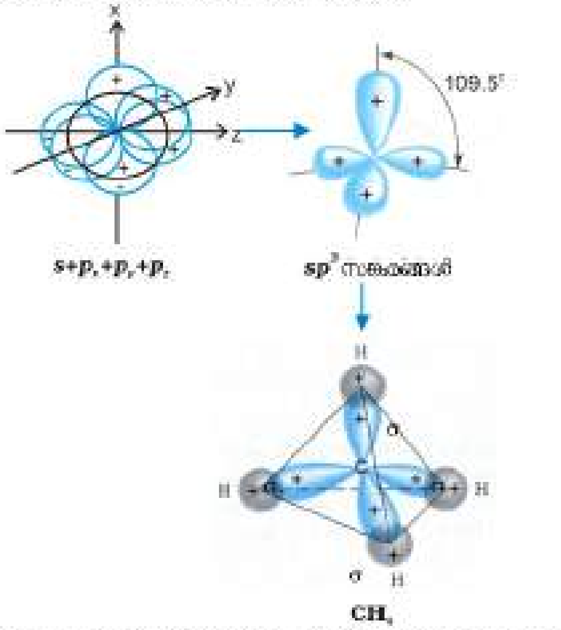
ചിത്രം 4.10 (a) s, p ഓർബിറ്റലുകളിൽ നിന്ന് sp സങ്കര ഓർബിറ്റലുകളുടെ രൂപീകരണം; (b) രേഖീയ $BeCl_2$ തന്മാത്രയുടെ രൂപീകരണം.

(II) sp^2 സങ്കരണം : ഈ സങ്കരണത്തിൽ ഒരു s ഓർബിറ്റലും രണ്ട് p-ഓർബിറ്റലുകളുമാണ് പങ്കെടുക്കുന്നത്. അങ്ങനെ മൂന്ന് തുല്യ sp^2 സങ്കര ഓർബിറ്റലുകൾ ഉണ്ടാകുന്നു. ഉദാഹരണമായി, BCl_3 തന്മാത്രയിൽ കേന്ദ്രആറ്റമായ B-ന്റെ നിമ്നോർജ ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസം $1s^22s^22p^1$ എന്നാണ്. ഉത്തേജിതാവസ്ഥയിൽ $2s$ ഇലക്ട്രോണുകളിൽ ഒരെണ്ണം ശൂന്യമായ $2p$ ഓർബിറ്റലിലേയ്ക്ക് സ്ഥാനക്കയറ്റം ചെയ്യപ്പെടുന്നു. അതിന്റെ ഫലമായി ബോറോണിന് ജോടിയല്ലാത്ത മൂന്ന് ഇലക്ട്രോണുകൾ കിട്ടുന്നു. ഈ ഓർബിറ്റലുകൾ മൂന്ന് (ഒരു $2s$ ഉം രണ്ട് $2p$ ഉം) സങ്കരണം ചെയ്യുമ്പോൾ മൂന്ന് sp^2 സങ്കര ഓർബിറ്റലുകൾ ഉണ്ടാകുന്നു. അങ്ങനെ ഉണ്ടാകുന്ന മൂന്ന് സങ്കരഓർബിറ്റലുകൾ ഒരു ത്രികോണീയ തലത്തിൽ ക്രമീകരിക്കപ്പെടുകയും അവ മൂന്ന് ക്ലോറിൻആറ്റങ്ങളുടെ $3p$ ഓർബിറ്റലുകളുമായി അതിവ്യാപനം ചെയ്ത് മൂന്ന് B-Cl ബന്ധനങ്ങൾ ഉണ്ടാകുകയും ചെയ്യുന്നു. അതുകൊണ്ട് BCl_3 യുടെ ആകൃതി ത്രികോണീയസമതലവും അതിലെ Cl-B-Cl ബന്ധനകോൺ 120^0യും ആണ്. (ചിത്രം 4.11)



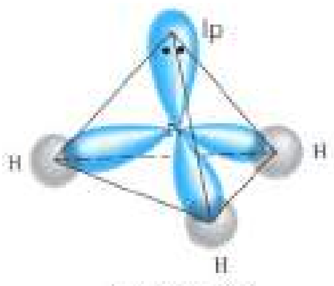
ചിത്രം 4.11 sp^2 സങ്കരഓർബിറ്റലിന്റെയും BCl_3 തന്മാത്രയുടെയും രൂപീകരണം

(III) sp^3 സങ്കരണം : CH_4 തന്മാത്രയെ ഉദാഹരണമാക്കിക്കൊണ്ട് ഇത്തരം സങ്കരണം നമുക്ക് വിശദീകരിക്കാം. ഇവിടെ ബാഹ്യതമഷെല്ലിലെ ഒരു s-ഓർബിറ്റലും മൂന്ന് p-ഓർബിറ്റലുകളും കൂടിക്കലർന്ന് നാല് sp^3 സങ്കരഓർബിറ്റലുകൾ ഉണ്ടാകുന്നു. ഈ ഓർബിറ്റലുകൾക്ക് ഒരേ ഊർജവും ആകൃതിയുമാണ്. ഓരോ sp^3 സങ്കരഓർബിറ്റലിനും 25% s-സ്വഭാവവും 75% p-സ്വഭാവവുമുണ്ട്. അങ്ങനെയുണ്ടാകുന്ന നാല് sp^3 സങ്കരഓർബിറ്റലുകൾ ഒരു ചതുർകത്തിന്റെ നാല് മൂലകളിലേയ്ക്ക് ക്രമീകരിക്കപ്പെടുന്നു. ചിത്രം 4.12ൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്നതുപോലെ sp^3 സങ്കര ഓർബിറ്റലുകൾക്കിടയിലുള്ള കോണളവ് 109.5^0 ആണ്.



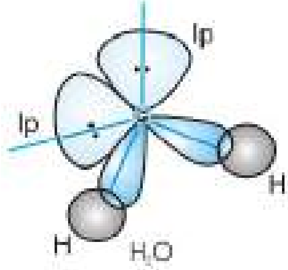
ചിത്രം 4.12 : കാർബണിലെ s, p_x, p_y, p_z എന്നീ അറ്റോമിക ഓർബിറ്റലുകളുടെ സംയോജനത്തിലൂടെ sp^3 സങ്കരഓർബിറ്റലുകളുടെയും മീഥെയ്ൻ തന്മാത്രയുടെയും രൂപീകരണം.

sp^3 സങ്കരണത്തിന്റെ സഹായത്തോടെ അമോണിയ, ജലം തുടങ്ങിയ തന്മാത്രകളുടെയും ഘടന വിവരിക്കാം. അമോണിയയിൽ നൈട്രജന്റെ നിമ്നോർജ ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസം $2s^2 2p_x^1, 2p_y^1, 2p_z^1$ എന്നാണ്. ഇവിടെ മൂന്ന് sp^3 സങ്കരഓർബിറ്റലുകളിൽ ജോടിയല്ലാത്ത ഇലക്ട്രോണുകളും നാലാമത്തേതിൽ ഒരു ഏകാന്തജോടി ഇലക്ട്രോണും ഉണ്ട്. ഈ മൂന്ന് സങ്കരഓർബിറ്റലുകൾ ഹൈഡ്രജന്റെ *1s* അറ്റോമിക ഓർബിറ്റലുകളുമായി അതിവ്യാപനം ചെയ്യുമ്പോൾ മൂന്ന് N-H സിഗ്മ ബന്ധനങ്ങൾ ഉണ്ടാകുന്നു. രണ്ട് ബന്ധനജോടി ഇലക്ട്രോണുകൾ തമ്മിലുണ്ടാകുന്ന വികർഷണത്തേക്കാൾ കൂടുതലാണ് ഒരു ഏകാന്തജോടി ഇലക്ട്രോണും ഒരു ബന്ധനജോടി ഇലക്ട്രോണും തമ്മിലുള്ള വികർഷണമെന്നു നമുക്കറിയാം. ആയതിനാൽ, ഈ തന്മാത്രയുടെ ആകൃതിയ്ക്ക് വ്യതിയാനം സംഭവിക്കുകയും ഇതിന്റെ ബന്ധനകോൺ 109.5° യിൽ നിന്ന് 107° ആയി മാറുകയും ചെയ്യുന്നു. ചിത്രം 4.13 ൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്നതുപോലെ അത്തരം തന്മാത്രയുടെ ഘടന പിരമിഡീയം ആണ്.



ചിത്രം 4.13 അമോണിയാതന്മാത്രയുടെ രൂപീകരണം

ജലതന്മാത്രയുടെ കാര്യത്തിൽ, ഓക്സിജന്റെ നാല് ഓർബിറ്റലുകൾ (ഒരു *2s* ഉം മൂന്ന് *2p* യും) sp^3 സങ്കരണത്തിന് വിധേയമാകുകയും അങ്ങനെ നാല് sp^3 സങ്കരഓർബിറ്റലുകൾ രൂപപ്പെടുകയും ചെയ്യും. ഇവയിൽ രണ്ടെണ്ണത്തിൽ ഓരോ ഇലക്ട്രോൺ വീതവും ബാക്കി രണ്ടെണ്ണത്തിൽ ഓരോ ഏകാന്തജോടി ഇലക്ട്രോണുകളുമുണ്ട്. ഈ നാല് sp^3 സങ്കരഓർബിറ്റലുകൾ ചതുർഫലക ഘടന കൈവരിക്കുമെങ്കിലും അതിന്റെ രണ്ടുമൂലകളിൽ ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങളും ബാക്കി രണ്ടുമൂലകളിൽ ഏകാന്തജോടി ഇലക്ട്രോണുകളുമായിരിക്കും. ആയതിനാൽ ബന്ധനകോൺ 109.5° യിൽ നിന്നും 104.5° ആയി കുറയുകയും (ചിത്രം 4.14) തന്മാത്ര വി (V)-ആകൃതി അഥവാ കോണീയ ആകൃതി കൈവരിക്കുകയും ചെയ്യും.



ചിത്രം 4.14 ജലതന്മാത്രയുടെ രൂപീകരണം

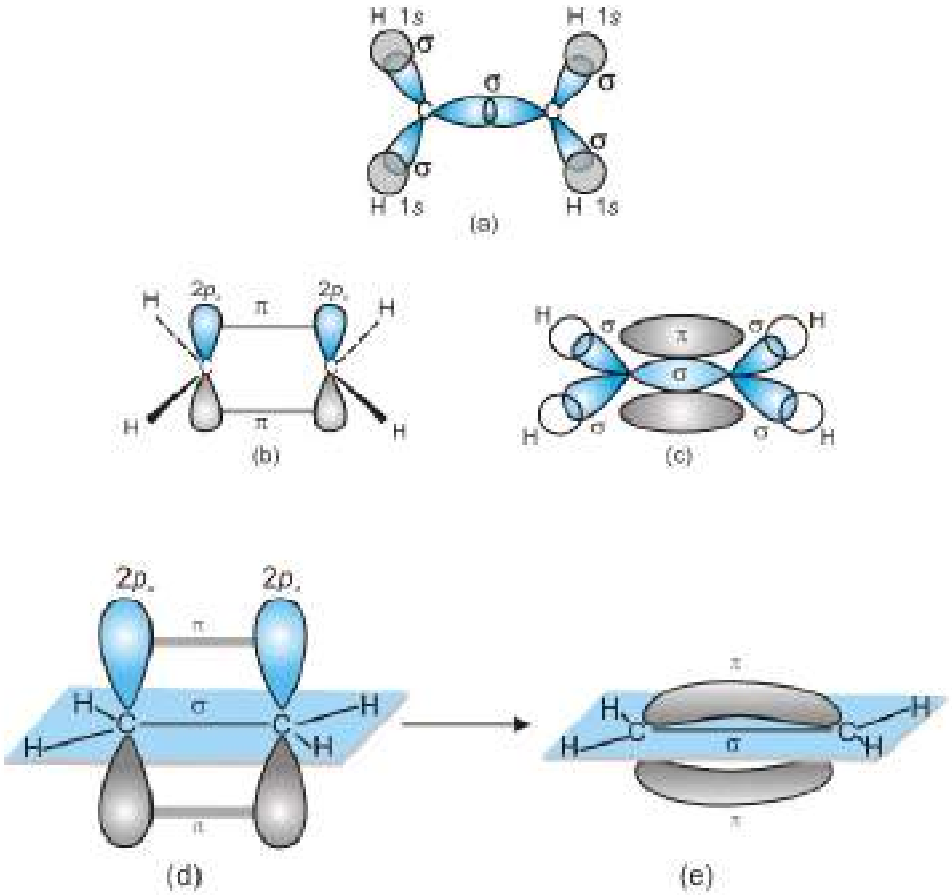
4.6.2 sp^3, sp^2, sp സങ്കരണങ്ങൾക്ക് മറ്റ് ഉദാഹരണങ്ങൾ

C_2H_6 തന്മാത്രയിലെ sp^3 സങ്കരണം : ഈഥെയ്ൻ തന്മാത്രയിൽ രണ്ട് കാർബൺ ആറ്റങ്ങളും sp^3 സങ്കരണത്തിലാണ്. ഓരോ കാർബൺ ആറ്റത്തിന്റെയും നാല് sp^3 സങ്കരഓർബിറ്റലുകളിൽ ഒരെണ്ണം വീതം പരസ്പരം അക്ഷീയഅതിവ്യാപനം ചെയ്യുകയും അങ്ങനെ ഒരു $sp^3 - sp^3$ സിഗ്മാ ബന്ധനം ഉണ്ടാകുകയും ചെയ്യും. ഓരോ കാർബണിന്റെയും അവശേഷിക്കുന്ന മൂന്ന് sp^3 സങ്കരഓർബിറ്റലുകൾ 4.6.1 (iii) ഭാഗത്തിൽ വിവരിച്ചതുപോലെ ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങളുമായി ചേർന്ന് sp^3-s സിഗ്മാ ബന്ധനങ്ങൾ രൂപീകരിക്കാൻ ഉപയോഗിക്കുന്നു. അതുകൊണ്ട് ഈഥെയ്നിലെ C–C ബന്ധനദൈർഘ്യം 154 pm ഉം ഓരോ C–H ബന്ധനദൈർഘ്യം 109 pm ഉം ആണ്.

C_2H_4 ലെ സങ്കരണം : ഏഥീൻ തന്മാത്രയിൽ കാർബണിന്റെ sp^2 സങ്കരഓർബിറ്റലുകളിൽ ഒരെണ്ണം മറ്റൊരു കാർബണിന്റെ sp^2 സങ്കരഓർബിറ്റലുമായി അക്ഷീയ അതിവ്യാപനം ചെയ്യുകയും അങ്ങനെ ഒരു C–C സിഗ്മാബന്ധനം ഉണ്ടാകുകയും ചെയ്യുന്നു. അതേ സമയം ഓരോ കാർബണിന്റേയും മറ്റ് രണ്ട് sp^2 സങ്കരഓർബിറ്റലുകൾ രണ്ട് ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങളുമായി ചേർന്ന് sp^2-s സിഗ്മാബന്ധന രൂപീകരണത്തിനായി ഉപയോഗിക്കുന്നു. ഓരോ കാർബണിന്റേയും സങ്കരണത്തിൽ പങ്കെടുക്കാത്ത ഓർബിറ്റലുകൾ ($2p_x$ അല്ലെങ്കിൽ $2p_y$) പാർശ്വിക അതിവ്യാപനം ചെയ്യുകയും അങ്ങനെ ഒരു ദുർബലമായ π ബന്ധനം ഉണ്ടാകുകയും ചെയ്യുന്നു. കാർബൺ ആറ്റങ്ങളുടേയും ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങളുടേയും തലത്തിന് മുകളിലും താഴെയുമായി രണ്ട് തുല്യ ഇലക്ട്രോൺമേഘങ്ങളായിട്ടാണ് ഈ പൈ ഇലക്ട്രോണുകൾ സ്ഥിതി ചെയ്യുന്നത്.

അതിനാൽ ഏഥീൻ തന്മാത്രയിൽ, കാർബൺ - കാർബൺബന്ധനത്തിൽ ഒരു sp^2-sp^2 സിഗ്മാ ബന്ധനവും ഒരു π ബന്ധനവും ഉണ്ട്. ഈ π ബന്ധനം തന്മാത്രയുടെ തലത്തിന് ലംബമായിട്ടുള്ള സങ്കരണത്തിന് വിധേയമാകാത്ത *p* ഓർബിറ്റലുകൾ തമ്മിലാണ്. C–C ബന്ധനദൈർഘ്യം 134 pm ആണ്. C–H ബന്ധനം

sp^2–s സിഗ്മ ബന്ധനവും ബന്ധനദൈർഘ്യം 108 pm ഉം ആണ്. H–C–H ബന്ധനകോൺ 117.6° ഉം H–C–C ബന്ധനകോൺ 121° ഉം ആണ്. ചിത്രം 4.15 ൽ ഈഥീനിലെ സിഗ്മ, പൈ ബന്ധനങ്ങളുടെ രൂപീകരണം കാണിച്ചിരിക്കുന്നു.



ചിത്രം 4.15 ഈഥീനിലെ സിഗ്മ-പൈബന്ധനങ്ങളുടെ രൂപീകരണം

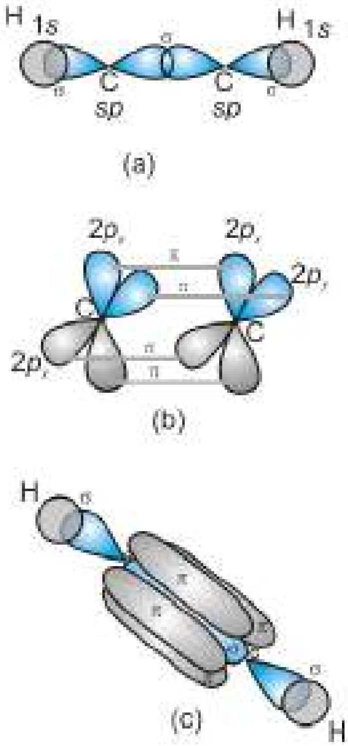
C_2H_2 -ലെ *sp* സങ്കരണം :

ഈഥൈൻ തന്മാത്രയുടെ രൂപീകരണത്തിൽ രണ്ട് കാർബൺ ആറ്റങ്ങളും *sp* സങ്കരണത്തിൽ പങ്കെടുക്കുന്നു. ഈ രണ്ട് കാർബൺ ആറ്റങ്ങളിലും സങ്കരണങ്ങളിൽ പങ്കെടുക്കാത്ത രണ്ട് *p* ഓർബിറ്റലുകൾ വീതം ഉണ്ട്. (അതായത് $2p_y$ ഉം $2p_z$ ഉം)

ഇവിടെ ഒരു കാർബൺ ആറ്റത്തിന്റെ ഒരു *sp* സങ്കരഓർബിറ്റൽ രണ്ടാമത്തെ കാർബൺ ആറ്റത്തിന്റെ *sp* സങ്കര ഓർബിറ്റലുമായി അക്ഷീയഅതിവ്യാപനം ചെയ്യുകയും അങ്ങനെ ഒരു C–C സിഗ്മ ബന്ധനം ഉണ്ടാകുകയും ചെയ്യും. ഓരോ കാർബണിന്റെയും രണ്ടാമത്തെ സങ്കരഓർബിറ്റൽ ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങളുടെ അർധപൂരിത *s* ഓർബിറ്റലുമായി അക്ഷീയ അതിവ്യാപനം ചെയ്യുകയും σ ബന്ധനങ്ങൾ രൂപീകരിക്കപ്പെടുകയും ചെയ്യുന്നു. കൂടാതെ, രണ്ട് കാർബൺ ആറ്റങ്ങളുടെയും സങ്കരണത്തിൽ പങ്കെടുക്കാത്ത രണ്ട് *p* ഓർബിറ്റലുകൾ പാർശ്വിക അതിവ്യാപനം ചെയ്യുകയും കാർബൺ ആറ്റങ്ങൾക്കിടയിലായി രണ്ട് π ബന്ധനങ്ങൾ ഉണ്ടാകുകയും ചെയ്യുന്നു. അതുകൊണ്ട് ചിത്രം 4.16-ൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്നതുപോലെ 2 കാർബൺ ആറ്റങ്ങൾക്കിടയിലായുള്ള ത്രിബന്ധനം ഉണ്ടായിരിക്കുന്നത് ഒരു സിഗ്മ ബന്ധനത്തിലൂടെയും രണ്ട് പൈ ബന്ധനങ്ങളിലൂടെയുമാണ്.

4.6.3 മൂലകങ്ങളിലെ *d* ഓർബിറ്റലുകൾ ഉൾപ്പെടുന്ന സങ്കരണം

മൂന്നാമത്തെ പീരിയഡിലെ മൂലകങ്ങളിൽ *s, p* ഓർബിറ്റലുകൾ കൂടാതെ *d* ഓർബിറ്റലുകൾ കൂടിയുണ്ട്. 3*d* ഓർബിറ്റലുകളുടെ ഊർജം 3*s*, 3*p* എന്നീ ഓർബിറ്റലുകളുടേതിനോടും 4*s*, 4*p* എന്നീ



ചിത്രം 4.16: ഈഥൈൻ തന്മാത്രയിലെ സിഗ്മബന്ധനങ്ങളുടെയും പൈ ബന്ധനങ്ങളുടെയും രൂപീകരണം

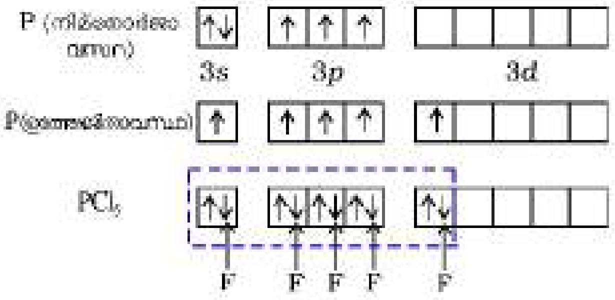
ഓർബിറ്റലുകളുടേതിനോടും ഏതാണ്ട് സമാനമാണ്. അതിനാൽ, $3s$, $3p$, $3d$ അഥവാ $3d$, $4s$, $4p$ ഓർബിറ്റലുകൾ ഉൾപ്പെടുന്ന സങ്കരണങ്ങൾ സാധ്യമാണ്. എന്നാൽ $3p$, $4s$ ഓർബിറ്റലുകൾ തമ്മിൽ കാര്യമായ ഊർജവ്യത്യാസം ഉള്ളതിനാൽ $3p$, $3d$, $4s$ ഓർബിറ്റലുകൾ തമ്മിൽ സങ്കരണം സാധ്യമല്ല.

s,p,d ഓർബിറ്റലുകൾ പങ്കെടുക്കുന്ന സങ്കരണങ്ങളെ താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന രീതിയിൽ സംഗ്രഹിക്കാം.

തന്മാത്ര/ അയോണിന്റെ ആകൃതി	സങ്കരണരീതി	അറ്റോമിക ഓർബിറ്റലുകൾ	ഉദാഹരണങ്ങൾ
സമതലീയ ചതുരം	dsp^2	$d+s+p(2)$	$[Ni(CN)_4]^{2-}$, $[Pt(Cl)_4]^{2-}$
ത്രികോണീയ ദ്വിപിരമിഡീയം	sp^3d	$s+p(3)+d$	PF_5, PCl_5
സമചതുര സ്തൂപിക	sp^3d^2	$s+p(3)+d(2)$	BrF_5, $XeOF_4$
അഷ്ടഫലകീയം (ഒക്ടാഹീഡ്രൽ)	sp^3d^2 d^2sp^3	$s+p(3)+d(2)$ $d(2)+s+p(3)$	SF_6, $[CrF_6]^{3-}$ $[Co(NH_3)_6]^{3+}$

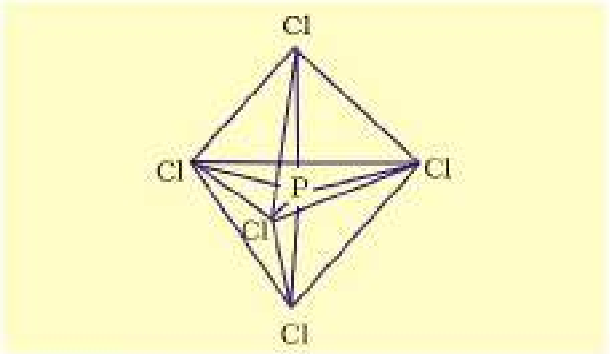
(i) PCl_5 തന്മാത്രയുടെ രൂപീകരണം (sp^3d സങ്കരണം)

ഫോസ്ഫറസിന്റെ ($Z=15$) നിമ്നോർജാവസ്ഥയിലെയും ഉത്തേജിതാവസ്ഥയിലെയും ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസങ്ങൾ താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.



ഇലക്ട്രോൺ ജോഡികൾ നൽകുന്ന അഞ്ച് sp^3d സങ്കരഓർബിറ്റലുകൾ.

ഇപ്പോൾ ലഭ്യമായ അഞ്ച് ഓർബിറ്റലുകൾ (അതായത് ഒരു s, മൂന്ന് p, ഒരു d എന്നീ ഓർബിറ്റലുകൾ) സങ്കരണത്തിൽ പങ്കെടുക്കുകയും അഞ്ച് sp^3d സങ്കര ഓർബിറ്റലുകൾ ഉണ്ടാകുകയും ചെയ്യും. ചിത്രം 4.17 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നതുപോലെ ഈ ഓർബിറ്റലുകൾ ഒരു ത്രികോണീയ ദ്വിപിരമിഡിന്റെ മൂലകളിലേയ്ക്ക് കേന്ദ്രീകരിക്കുന്നു.



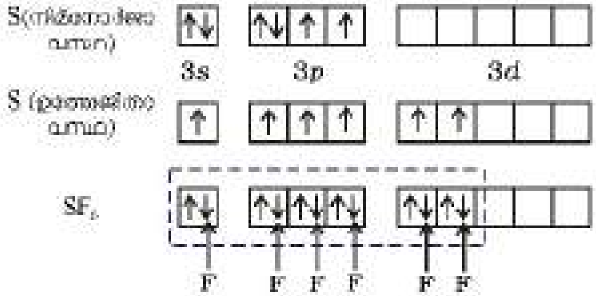
ചിത്രം 4.17: PCl_5 തന്മാത്രയുടെ ത്രികോണീയ ദ്വിപിരമിഡീയ ആകൃതി.

ഒരു ത്രികോണീയ ദ്വിപിരമിഡീയ ആകൃതിയിൽ എല്ലാ ബന്ധന കോണുകളും സർവസമമല്ല. PCl_5 ൽ ഫോസ്ഫറസിന്റെ അഞ്ച് sp^3d ഓർബിറ്റലുകൾ ക്ലോറിൻ ആറ്റങ്ങളുടെ ഒരു ഇലക്ട്രോൺ മാത്രമുള്ള p ഓർബിറ്റലുകളുമായി അതിവ്യാപനം ചെയ്യുകയും അഞ്ച് P–Cl സിഗ്മ ബന്ധനങ്ങൾ രൂപപ്പെടുകയും ചെയ്യുന്നു. ഇതിൽ മൂന്ന് P–Cl ബന്ധനങ്ങൾ ഒരു തലത്തിൽ ക്രമീകരി

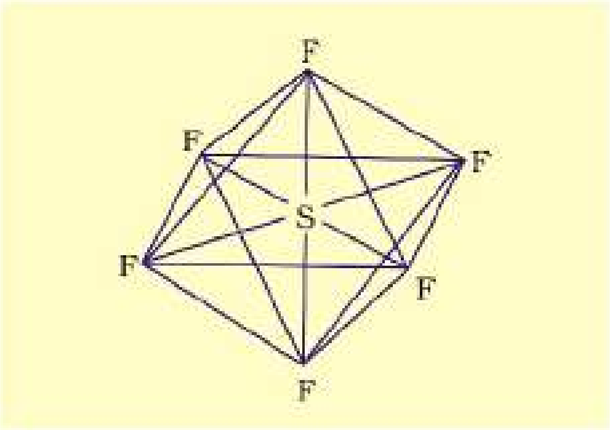
ക്കുന്നു. അവ തമ്മിലുള്ള കോണളവ് 120^0 ആണ്. ഈ ബന്ധനങ്ങളെ നിരക്ഷീയ ബന്ധനങ്ങൾ (equatorial bonds) എന്നു പറയുന്നു. ശേഷിക്കുന്ന രണ്ട് P-Cl ബന്ധനങ്ങളിൽ ഒരെണ്ണം ഈ നിരക്ഷീയ തലത്തിന് മുകളിലേയ്ക്കും മറ്റൊന്ന് ഇതിന് താഴേയ്ക്കുമായി 90^0 കോണളവിൽ ക്രമീകരിക്കുന്നു. ഈ ബന്ധനങ്ങളെ അക്ഷീയ ബന്ധനങ്ങൾ (Axial bonds) എന്നുപറയുന്നു. അക്ഷീയ ബന്ധന ജോടികൾ നിരക്ഷീയബന്ധനജോടികളിൽ നിന്ന് കൂടുതൽ വികർഷണം നേരിടുന്നതിനാൽ അക്ഷീയ ബന്ധനങ്ങൾ നിരക്ഷീയബന്ധനങ്ങളേക്കാൾ അല്പം നീളക്കൂടുതലുള്ളവയായും ദുർബലങ്ങളായും കാണപ്പെടുന്നു. ഇത് PCl_5 തന്മാത്രയെ കൂടുതൽ പ്രതിപ്രവർത്തനശേഷി ഉള്ളതാക്കുന്നു.

(ii) SF_6 തന്മാത്രയുടെ രൂപീകരണം (sp^3d^2 സങ്കരണം)

SF_6-ൽ കേന്ദ്ര ആറ്റമായ സൾഫറിന്റെ നിമ്നോർജാവസ്ഥയിലുള്ള ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം $3s^23p^4$ എന്നാണ്. ഉത്തേജിതാവസ്ഥയിൽ ലഭ്യമായ ആറ് ഓർബിറ്റലുകളിൽ (അതായത് ഒരു s, മൂന്ന് p, രണ്ട് d എന്നീ ഓർബിറ്റലുകളിൽ) ഓരോ ഇലക്ട്രോൺ വീതം ഉണ്ടാകും. ഈ ഓർബിറ്റലുകൾ സങ്കരണം ചെയ്യുമ്പോൾ ആറ് പുതിയ sp^3d^2 സങ്കര ഓർബിറ്റലുകൾ ഉണ്ടാകുന്നു. SF_6-ൽ ഈ ഓർബിറ്റലുകൾ ഒരു അഷ്ടഫലകീയത്തിന്റെ (octahedral) ആറ് മൂലകളിലേയ്ക്ക് കേന്ദ്രീകരിക്കുന്നു. ഈ ആറ് sp^3d^2 സങ്കര ഓർബിറ്റലുകൾ ഒരു ഇലക്ട്രോൺ വീതമുള്ള ഫ്ളൂറിൻ ആറ്റങ്ങളുടെ ഓർബിറ്റലുകളുമായി അതിവ്യാപനം ചെയ്യുകയും അങ്ങനെ ആറ് S-F സിഗ്മാബന്ധനങ്ങൾ ഉണ്ടാകുകയും ചെയ്യുന്നു. ആയതിനാൽ, ചിത്രം 4.18-ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നതുപോലെ SF_6 തന്മാത്രയ്ക്ക് അഷ്ടഫലകീയഘടന ലഭിക്കുന്നു.



ചിത്രം 4.18 SF_6 തന്മാത്രയിലെ അഷ്ടഫലകീയഘടന



ചിത്രം 4.18 SF_6 തന്മാത്രയിലെ അഷ്ടഫലകീയഘടന

4.7 തന്മാത്രാഓർബിറ്റൽ സിദ്ധാന്തം (Molecular Orbital Theory, MOT)

1932-ൽ എഫ്.ഹണ്ടും, ആർ.എസ്. മുള്ളിക്കനുമാണ് ഈ സിദ്ധാന്തം ആവിഷ്ക്കരിച്ചത്. ഈ സിദ്ധാന്തത്തിന്റെ പ്രധാന സവിശേഷതകൾ ഇവയാണ്.

(i) ആറ്റങ്ങളിൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ വ്യത്യസ്ത അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകളിൽ കാണപ്പെടുന്നതുപോലെ ഒരു തന്മാത്രയിൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ വ്യത്യസ്ത തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകളിൽ കാണപ്പെടുന്നു.

(ii) സമാനഊർജവും ശരിയായ സമമിതി (symmetry) യുമുള്ള അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകൾ സംയോജിക്കുമ്പോൾ തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകൾ രൂപപ്പെടുന്നു.

(iii) ഒരു അറ്റോമികഓർബിറ്റലിലെ ഇലക്ട്രോണുകളെ ഒരു ന്യൂക്ലിയസ് മാത്രം സ്വാധീനിക്കുമ്പോൾ, ഒരു തന്മാത്രാ ഓർബിറ്റലിലെ ഇലക്ട്രോണുകളെ തന്മാത്രയിലെ ആറ്റങ്ങളുടെ എണ്ണമനുസരിച്ച് രണ്ടോ അതിലധികമോ ന്യൂക്ലിയസുകൾ സ്വാധീനിക്കുന്നു. അതായത്, ഒരു അറ്റോമിക ഓർബിറ്റൽ ഏകകേന്ദ്രീയമായിരിക്കുമ്പോൾ ഒരു തന്മാത്രാഓർബിറ്റൽ ബഹുകേന്ദ്രീയമാണ്.

(iv) രൂപപ്പെടുന്ന തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകളുടെ എണ്ണം സംയോജിക്കുന്ന അറ്റോമിക ഓർബിറ്റലുകളുടെ എണ്ണത്തിന് തുല്യമായിരിക്കും. രണ്ട് അറ്റോമിക ഓർബിറ്റലുകൾ സംയോജിക്കുമ്പോൾ രണ്ട് തന്മാത്രാ ഓർബിറ്റലുകൾ ഉണ്ടാകുന്നു. ഇതിൽ ഒന്നിനെ ബന്ധനതന്മാത്രാഓർബിറ്റൽ (Bonding Molecular Orbital) എന്നും മറ്റതിനെ പ്രതിബന്ധന തന്മാത്രാഓർബിറ്റൽ (Antibonding Molecular orbital) എന്നും പറയുന്നു.

(v) ബന്ധനതന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകൾക്ക് തത്തുല്യമായ പ്രതിബന്ധന തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകളേക്കാൾ ഊർജം കുറവും അതിനാൽ സ്ഥിരത കൂടുതലുമാണ്.

(vi) അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകൾ ഒരു ആറ്റത്തിലെ ന്യൂക്ലിയസിന് ചുറ്റും ഇലക്ട്രോണിനെ കാണാനുള്ള സാധ്യത സൂചിപ്പിക്കുന്നതുപോലെ തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകൾ ഒരു തന്മാത്രയിലെ ഒരു കൂട്ടം ന്യൂക്ലിയസിന് ചുറ്റും ഇലക്ട്രോണിനെ കാണാനുള്ള സാധ്യത സൂചിപ്പിക്കുന്നു.

(vii) അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകളെപ്പോലെ തന്നെ തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകളിലും ഇലക്ട്രോണുകൾ നിറയുന്നത് പൗളിയുടെ ഒഴിവാക്കൽ തത്വം, ഹുണ്ടിന്റെ നിയമം എന്നിവയ്ക്ക് വിധേയമായി ആഫ്ബാതത്വം അനുസരിച്ചാണ്.

4.7.1. തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകളുടെ രൂപീകരണം: അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകളുടെ രേഖീയ സംയോജനം (Linear combination of Atomic Orbitals (LCAO)

തരംഗബലതന്ത്രം (wave mechanics) അനുസരിച്ച്, അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകളെ സൂചിപ്പിക്കുവാൻ തരംഗ ഫലനങ്ങൾ (ψ) ഉപയോഗിക്കുന്നു. ഇവ ഇലക്ട്രോൺ തരംഗങ്ങളുടെ ആയതിയെ (Amptlitude) സൂചിപ്പിക്കുന്നു. ഷ്രോഡിംഗർ തരംഗസമവാക്യത്തിന്റെ നിർധാരണത്തിൽ നിന്നാണ് ഇവ ലഭിക്കുന്നത്. ഒന്നിലധികം ഇലക്ട്രോണുകളുള്ള വ്യൂഹത്തിന്റെ കാര്യത്തിൽ ഇവയെ നിർധാരണം ചെയ്യുക സാധ്യമല്ലാത്തതിനാൽ ഷ്രോഡിംഗർ തരംഗ സമവാക്യത്തിന്റെ നിർധാരണത്തിലൂടെ തന്മാത്രാ ഓർബിറ്റലുകൾ കണ്ടുപിടിക്കുക പ്രയാസകരമാണ്. ഈ പ്രശ്നം പരിഹരിക്കുന്നതിനായി **അറ്റോമിക ഓർബിറ്റലുകളുടെ രേഖീയസംയോജനം (LCAO)** എന്ന ഒരു ഏകദേശരീതി (approximate method) സ്വീകരിച്ചിട്ടുണ്ട്.

ഒരു സമന്യൂക്ലിയർ ദ്വയാറ്റോമികതന്മാത്രയായ ഹൈഡ്രജനിൽ നമുക്ക് ഈ രീതി പ്രയോഗിച്ചു നോക്കാം. A,B എന്നീ രണ്ട് ആറ്റങ്ങൾ അടങ്ങിയ ഒരു ഹൈഡ്രജൻ തന്മാത്ര പരിഗണിക്കുക. ഓരോ ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിന്റെയും നിമ്നോർജാവസ്ഥയിൽ 1s ഓർബിറ്റലിൽ ഓരോ ഇലക്ട്രോൺ വീതമുണ്ട്. ഈ ആറ്റങ്ങളുടെ അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകളെ ψ_A, ψ_B എന്നീ തരംഗഫലനങ്ങൾ ഉപയോഗിച്ച് പ്രതിനിധീകരിക്കാം. ഗണിതശാസ്ത്രപരമായി തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകളുടെ (M.O) രൂപീകരണത്തെ അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകളുടെ രേഖീയസംയോജനത്തിലൂടെ വിവരിക്കാം. താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്നതുപോലെ ഓരോ അറ്റോമിക ഓർബിറ്റലിന്റെയും തരംഗ ഫലനങ്ങളുടെ സങ്കലനത്തിലൂടെയും വ്യവകലനത്തിലൂടെയുമാണ് ഇത് സാധ്യമാകുന്നത്.

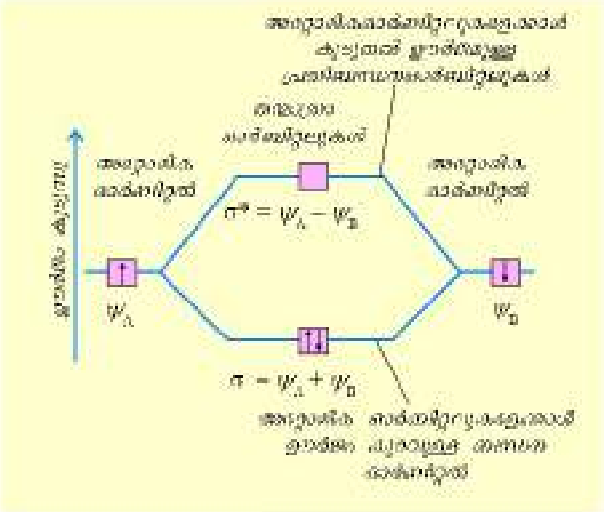
$$\psi_{MO} = \psi_A \pm \psi_B$$

അതുകൊണ്ട്, σ , σ* എന്നീ രണ്ട് തന്മാത്രാ ഓർബിറ്റലുകൾ (M.O) രൂപീകൃതമാകുന്നത് താഴെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നതുപോലെയാണ്.

$$\sigma = \psi_A + \psi_B$$

$$\sigma^* = \psi_A - \psi_B$$

അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകളുടെ സങ്കലനത്തിലൂടെ രൂപീകൃതമാകുന്ന തന്മാത്രാഓർബിറ്റലായ σ യെ ബന്ധനതന്മാത്രാഓർബിറ്റൽ എന്നും അവയുടെ വ്യവകലനത്തിലൂടെ രൂപീകൃതമാകുന്ന തന്മാത്രാ ഓർബിറ്റലായ σ*നെ പ്രതിബന്ധനതന്മാത്രാ ഓർബിറ്റൽ എന്നും പറയുന്നു. ഇവയെ താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന രീതിയിൽ ചിത്രീകരിക്കാം.



ചിത്രം 4.19 A, B എന്നീ ആറ്റങ്ങളുടെ അറ്റോമിക ഓർബിറ്റലുകളായ ψ_A , ψ_B എന്നിവയുടെ രേഖീയസംയോജനത്തിലൂടെ ബന്ധന (σ), പ്രതിബന്ധന (σ*) തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകളുടെ രൂപീകരണം.

സംയോജിക്കുന്ന ആറ്റങ്ങളുടെ ഇലക്ട്രോൺ തരംഗങ്ങളുടെ ഉപചയ-അപചയവ്യതികരണങ്ങളിലൂടെ (constructive or destructive interference) തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകളുടെ രൂപീകരണം ഗുണാത്മകമായി മനസിലാക്കാം. ബന്ധനതന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകളുടെ രൂപീകരണത്തിൽ ബന്ധനത്തിലേർപ്പെടുന്ന ആറ്റങ്ങളുടെ രണ്ട് ഇലക്ട്രോൺ തരംഗങ്ങൾ ഉപചയ വ്യതികരണത്തിലൂടെ (constructive interference) ശക്തി പ്രാപിക്കുന്നു. എന്നാൽ, പ്രതിബന്ധനതന്മാത്രാ

ഓർബിറ്റലുകളുടെ രൂപീകരണത്തിൽ ഇലക്ട്രോൺ തരംഗങ്ങൾ അപചയവ്യതികരണത്തിലൂടെ (Destructive interference) പരസ്പരം റദ്ദു ചെയ്യപ്പെടുന്നു. അതിന്റെ ഫലമായി, ബന്ധനതന്മാത്രാഓർബിറ്റൽ ഇലക്ട്രോൺ സാന്ദ്രതാബന്ധനത്തിൽ പങ്കെടുക്കുന്ന ആറ്റങ്ങളുടെ ന്യൂക്ലിയസുകൾക്കിടയിലായിരിക്കും സ്ഥിതി ചെയ്യുന്നത്. തന്മൂലം ന്യൂക്ലിയസുകൾ തമ്മിലുള്ള വികർഷണം കുറവായിരിക്കും. എന്നാൽ പ്രതിബന്ധന തന്മാത്രാ ഓർബിറ്റലിൽ ഇലക്ട്രോൺ സാന്ദ്രത കൂടുതലായും സ്ഥിതി ചെയ്യുന്നത് ന്യൂക്ലിയസിൽ നിന്ന് ദൂരെയുള്ള തലത്തിലായിരിക്കും. വാസ്തവത്തിൽ, ഇവിടെ ന്യൂക്ലിയസുകൾക്കിടയ്ക്ക് ഇലക്ട്രോൺ സാന്ദ്രത പൂജ്യമായ ഒരു നിസ്പന്ദനതലമുണ്ട് (Nodal Plane). ആയതിനാൽ ന്യൂക്ലിയസ്സുകൾ തമ്മിലുള്ള വികർഷണം കൂടുതലായിരിക്കും. ഒരു ബന്ധന തന്മാത്രാ ഓർബിറ്റലിൽ സ്ഥിതി ചെയ്യുന്ന ഇലക്ട്രോണുകൾ ന്യൂക്ലിയസുകളെ പരസ്പരം ചേർത്തുനിർത്താൻ ശ്രമിക്കുകയും അങ്ങനെ തന്മാത്രയെ സ്ഥിരതയുള്ളതാക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. അതുകൊണ്ട്, ഒരു ബന്ധനതന്മാത്രാഓർബിറ്റലിന് സംയോജിക്കുന്ന ഓരോ അറ്റോമിക ഓർബിറ്റലിനെക്കാളും എല്ലായ്പ്പോഴും ഊർജം കുറവായിരിക്കും. ഇതിന് വിപരീതമായി, പ്രതിബന്ധന തന്മാത്രാ ഓർബിറ്റലിൽ സ്ഥിതി ചെയ്യുന്ന ഇലക്ട്രോണുകൾ തന്മാത്രയെ അസ്ഥിരപ്പെടുത്തുന്നു. ഈ ഓർബിറ്റലിലെ ഇലക്ട്രോണുകൾ തമ്മിലുള്ള പരസ്പര വികർഷണം ഇലക്ട്രോണുകളും ന്യൂക്ലിയസുകളും തമ്മിലുള്ള ആകർഷണത്തെക്കാൾ കൂടുതലായതിനാൽ ആകെ ഊർജം കൂടുന്നതുകൊണ്ടാണ് ഇങ്ങനെ സംഭവിക്കുന്നത്.

സംയോജിക്കുന്ന അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകളുടെ ഊർജത്തെക്കാൾ പ്രതിബന്ധനഓർബിറ്റലിന്റെ ഊർജം കൂടുമെന്നതും ബന്ധനഓർബിറ്റലിന്റെ ഊർജം കുറയുമെന്നതും പ്രത്യേകം ശ്രദ്ധിക്കേണ്ട കാര്യമാണ്. എന്നിരുന്നാലും, രണ്ട് തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകളുടേയും ആകെ ഊർജം രണ്ട് യഥാർഥ അറ്റോമിക ഓർബിറ്റലുകളുടേയും ഊർജത്തിന് തുല്യമായിരിക്കും.

4.7.2. അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകൾ സംയോജിക്കുന്നതിനുള്ള വ്യവസ്ഥകൾ

അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകളുടെ രേഖീയസംയോജനത്തിലൂടെ തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകൾ രൂപീകൃതമാകണമെങ്കിൽ താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന വ്യവസ്ഥകൾ പാലിക്കേണ്ടതുണ്ട്.

1. **സംയോജിക്കുന്ന അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകൾക്ക് സമാനമായ അല്ലെങ്കിൽ ഏകദേശം സമാനമായ ഊർജം ഉണ്ടായിരിക്കണം.** ഇതിൽ നിന്ന് അർഥമാക്കുന്നത്, ഒരു 1s ഓർബിറ്റലിന് മറ്റൊരു 1s ഓർബിറ്റലുമായി സംയോജിക്കാം, എന്നാൽ 2s ഓർബിറ്റലുമായി സംയോജിക്കാൻ കഴിയില്ല എന്നതാണ്. 2s ഓർബിറ്റലിന്റെ ഊർജം 1s ഓർബിറ്റലിനെക്കാൾ വളരെ കൂടുതലായതാണ് ഇതിന് കാരണം. വളരെ വ്യത്യസ്തങ്ങളായ ആറ്റങ്ങൾക്ക് ഇത് ബാധകമല്ല.

2. **സംയോജിക്കുന്ന അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകൾക്ക് തന്മാത്ര അക്ഷത്തിനാധാരമായി ഒരേ സമമിതി ഉണ്ടായിരിക്കണം.** സാമ്പ്രദായികമായി z അക്ഷത്തെയാണ് തന്മാത്രാഅക്ഷമായി കണക്കാക്കുന്നത്. അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകൾക്ക് ഒരേ ഊർജമാണെങ്കിൽപ്പോലും ഒരേ സമമിതിയല്ലെങ്കിൽ അവ സംയോജിക്കുകയില്ലയെന്നത് വളരെ പ്രധാനപ്പെട്ട ഒരു കാര്യമാണ്. ഉദാഹരണമായി, ഒരു ആറ്റത്തിന്റെ $2p_z$ ഓർബിറ്റലിന് മറ്റൊരാറ്റത്തിന്റെ $2p_z$ ഓർബിറ്റലുമായി സംയോജിക്കാം. എന്നാൽ, ഇതിന് വ്യത്യസ്ത സമമിതി ആയതിനാൽ $2p_x$ ഓർബിറ്റലുമായോ $2p_y$ ഓർബിറ്റലുമായോ സംയോജിക്കാൻ കഴിയില്ല.

3. **സംയോജിക്കുന്ന അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകൾ പരമാവധി അതിവ്യാപനം ചെയ്യണം.** അതിവ്യാപനനിരക്ക് കൂടുന്നതിനുസരിച്ച് തന്മാത്രാ ഓർബിറ്റലുകളിൽ ന്യൂക്ലിയസുകൾക്ക് ഇടയിലുള്ള ഇലക്ട്രോൺസാന്ദ്രത കൂടും.

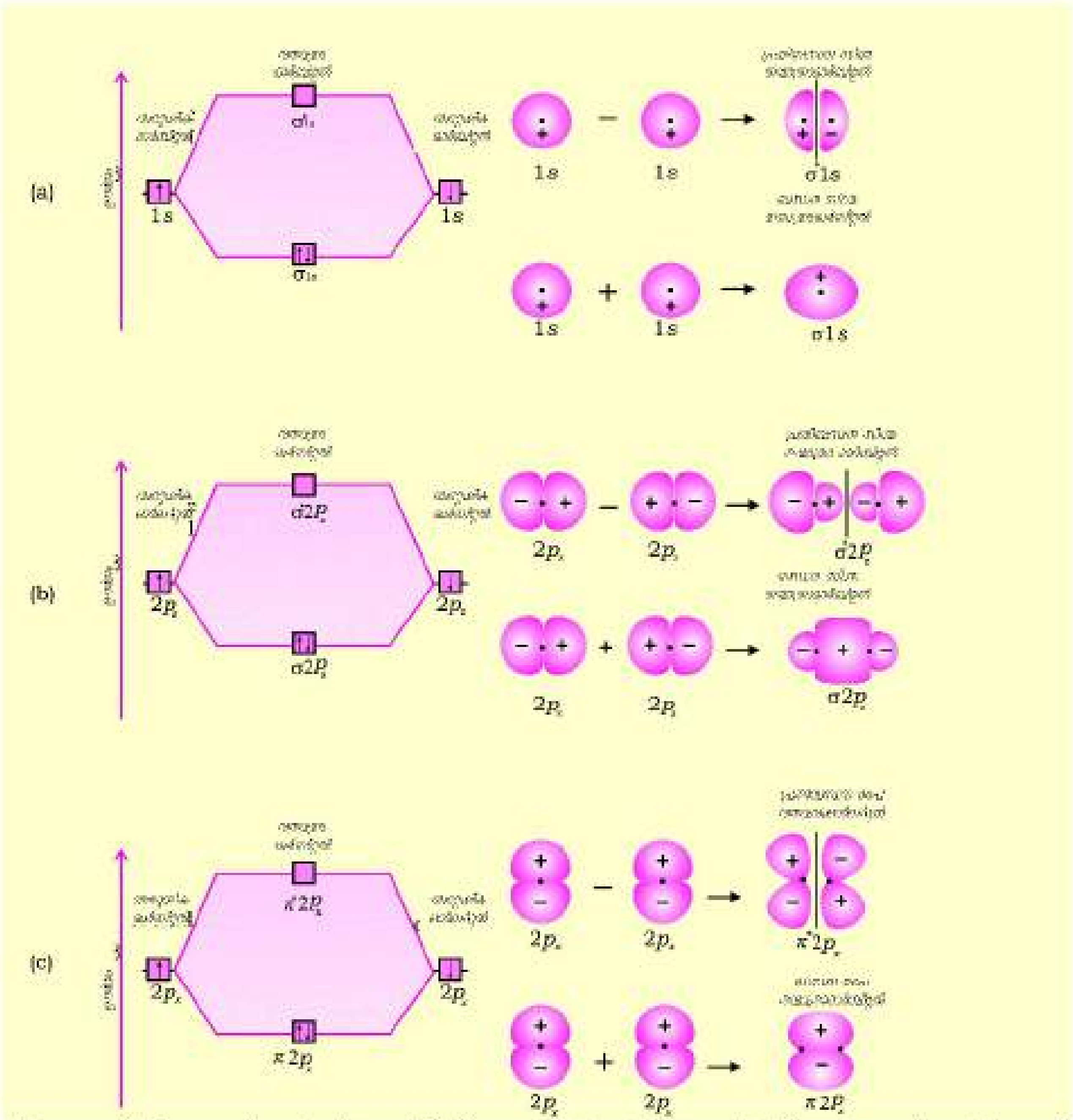
4.7.3 വിവിധയിനം തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകൾ

ദ്വയാറ്റോമികതന്മാത്രകളിലെ തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകളെ σ (സിഗ്മ), π (പൈ), δ (ഡെൽറ്റ) എന്നിങ്ങനെ നാമകരണം ചെയ്തിരിക്കുന്നു.

ഈ നാമകരണത്തിൽ സിഗ്മ (σ) തന്മാത്രാ ഓർബിറ്റലുകൾക്ക് ബന്ധനഅക്ഷത്തിലൂടെ സമമിതി ഉണ്ട്. എന്നാൽ പൈ (π) തന്മാത്രാ ഓർബിറ്റലുകൾക്ക് സമമിതി ഉണ്ടായിരിക്കില്ല. ഉദാഹരണമായി, രണ്ട് ന്യൂക്ലിയസുകൾ കേന്ദ്രങ്ങളായ 1s ഓർബിറ്റലുകളുടെ രേഖീയ സംയോജനത്തിലൂടെ 2 തന്മാത്രാ ഓർബിറ്റലുകൾ ഉണ്ടാകുന്നു. അവയ്ക്ക് ബന്ധന അക്ഷത്തിനാധാരമായി സമമിതിയുണ്ടായിരിക്കും. അത്തരം തന്മാത്രാ ഓർബിറ്റലുകൾ σ ഇനത്തിൽപ്പെട്ടതായിരിക്കും. അവയെ $\sigma 1s$, $\sigma^* 1s$ എന്നിങ്ങനെ സൂചിപ്പിക്കാം [പേജ് 148/ചിത്രം 4.20 (a)]. z- അക്ഷത്തെ അന്തർകേന്ദ്രീയ അക്ഷമാക്കിയെടുത്താൽ, രണ്ട് $2p_z$ ഓർബിറ്റലുകളുടെ രേഖീയസംയോജനത്തിലൂടെ $\sigma 2p_z$, $\sigma^* 2p_z$ എന്നിങ്ങനെ സൂചിപ്പിക്കാവുന്ന രണ്ട് സിഗ്മതന്മാത്രാ ഓർബിറ്റലുകൾ ഉണ്ടാകുന്നു. [ചിത്രം 4.20 (b)]

$2p_x$, $2p_y$ എന്നീ ഓർബിറ്റലുകളിൽ നിന്നുണ്ടാകുന്ന തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകൾക്ക് സമമിതി

യുണ്ടായിരിക്കില്ല. ഇവയുടെ പോസിറ്റീവ് ലോബുകൾ തന്മാത്രാതലത്തിന് മുകളിലും നെഗറ്റീവ് ലോബുകൾ തന്മാത്രാതലത്തിന് താഴെയും സ്ഥിതി ചെയ്യുന്നതാണിതിന് കാരണം. അങ്ങനെയുള്ള തന്മാത്രാ ഓർബിറ്റലുകളെ π എന്നും π^* എന്നും സൂചിപ്പിക്കാം. [ചിത്രം 4.20(c)] ഒരു π ബന്ധനതന്മാത്രാ ഓർബിറ്റലിൽ ഇലക്ട്രോൺസാന്ദ്രത കൂടുതൽ അന്തർകേന്ദ്ര അക്ഷത്തിന് മുകളിലും താഴെയുമായിരിക്കും. π^* എന്ന പ്രതിബന്ധനതന്മാത്രാഓർബിറ്റലിൽ ന്യൂക്ലിയസുകൾക്കിടയിലായി ഒരു നിസ്പന്ദന ഭാഗം (node) ഉണ്ടാകും.



ചിത്രം 4.20 (a) 1s അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകൾ (b) $2p_z$ അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകൾ (c) $2p_x$ അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകൾ സംയോജിക്കുന്നതുവഴിയുണ്ടാകുന്ന ബന്ധനതന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകളുടെയും പ്രതിബന്ധനതന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകളുടെയും ഊർജ്ജനിലകൾ.

4.7.4 തന്മാത്രാ ഓർബിറ്റലുകളുടെ ഊർജനില രേഖാചിത്രം

രണ്ട് ആറ്റങ്ങളുടെ 1s അറ്റോമിക ഓർബിറ്റലുകൾ $\sigma 1s$, $\sigma^* 1s$ എന്നീ രണ്ടു തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകൾ രൂപീകരിക്കുന്നതായി നാം കണ്ടു. ഈ രീതിയിൽ, 2s, 2p എന്നീ അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകൾ (രണ്ട് ആറ്റങ്ങളുടെ 8 അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകൾ) താഴെപ്പറയുന്ന 8 തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകൾ രൂപീകരിക്കുന്നു.

പ്രതിബന്ധനതന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകൾ :

$\sigma^* 2s \quad \sigma^* 2p_z \quad \pi^* 2p_x \quad \pi^* 2p_y$

ബന്ധനതന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകൾ :

$\sigma 2s \quad \sigma 2p_z \quad \pi 2p_x \quad \pi 2p_y$

ഈ തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകളുടെ ഊർജനിലകൾ പരീക്ഷണങ്ങളിലൂടെ കണ്ടെത്തിയിട്ടുണ്ട്. ആവർത്തന പ്പട്ടികയിലെ രണ്ടാം നിര മൂലകങ്ങളുടെ സമന്യൂക്ലീയ ദ്വയാറ്റോമികതന്മാത്രകളുടെ സ്പെക്ട്രോസ്കോപ്പിക് വിവരങ്ങളുടെ അടിസ്ഥാനത്തിലാണ് ഇത് സാധ്യമായിട്ടുള്ളത്.

O_2, F_2 തുടങ്ങിയ തന്മാത്രകളിലെ വ്യത്യസ്ത തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകളുടെ ഊർജങ്ങളുടെ ആരോഹണക്രമം താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.

$$\sigma 1s < \sigma^* 1s < \sigma 2s < \sigma^* 2s < \sigma 2p_z < (\pi 2p_x = \pi 2p_y) < (\pi^* 2p_x = \pi^* 2p_y) < \sigma^* 2p_z$$

എന്നാൽ തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകളുടെ ഊർജനിലകളുടെ ഈ ശ്രേണി ശേഷിക്കുന്ന തന്മാത്രകളായ Li_2, Be_2, B_2, C_2, N_2 തുടങ്ങിയവയുടെ കാര്യത്തിൽ ശരിയല്ല. ഉദാഹരണമായി, B_2, C_2, N_2 തുടങ്ങിയ തന്മാത്രകളിൽ വ്യത്യസ്ത തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകളുടെ ഊർജത്തിന്റെ ആരോഹണക്രമം താഴെ ക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന രീതിയിലാണെന്ന് പരീക്ഷണങ്ങളിലൂടെ കണ്ടെത്തിയിട്ടുണ്ട്.

$$\sigma 1s < \sigma^* 1s < \sigma 2s < \sigma^* 2s < (\pi 2p_x = \pi 2p_y) < \sigma 2p_z < (\pi^* 2p_x = \pi^* 2p_y) < \sigma^* 2p_z$$

ഈ ക്രമത്തിന്റെ പ്രധാന സവിശേഷത $\sigma 2p_z$ തന്മാത്രാഓർബിറ്റലിന്റെ ഊർജം $\pi 2p_x$, $\pi 2p_y$ എന്നീ തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകളുടെ ഊർജത്തേക്കാൾ കൂടുതലാണ് എന്നതാണ്.

4.7.5 ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസവും തന്മാത്രാസ്വഭാവവും

വ്യത്യസ്ത തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകളിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ വിതരണരീതിയാണ് തന്മാത്രകളുടെ ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസം എന്നുവിളിക്കുന്നത്. തന്മാത്രകളുടെ ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസത്തിൽ നിന്ന് താഴെ ചർച്ച ചെയ്യുന്നതുപോലെ പല പ്രധാനവിവരങ്ങളും നമുക്ക് ലഭിക്കും.

തന്മാത്രകളുടെ സ്ഥിരത: ബന്ധനഓർബിറ്റലുകളിൽ സ്ഥിതി ചെയ്യുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം N_b യും പ്രതിബന്ധനഓർബിറ്റലുകളിൽ സ്ഥിതി ചെയ്യുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം N_a യും ആയാൽ,

(i) N_a യെക്കാൾ കൂടുതലാണ് N_b എങ്കിൽ തന്മാത്ര സ്ഥിരതയുള്ളതായിരിക്കും.

(ii) N_a യെക്കാൾ കുറവാണ് N_b എങ്കിൽ തന്മാത്ര അസ്ഥിരമായിരിക്കും.

(i) ൽ ബന്ധനഓർബിറ്റലുകളിൽ കൂടുതൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ നിറഞ്ഞിരിക്കുന്നതിനാൽ ബന്ധന സ്വാധീനം കൂടുതലായിരിക്കുകയും അതിനാൽ സ്ഥിരതയുള്ള ഒരു തന്മാത്ര ഉണ്ടാകുകയും ചെയ്യും. എന്നാൽ (ii) ൽ പ്രതിബന്ധന സ്വാധീനമായിരിക്കും കൂടുതൽ. ആകയാൽ തന്മാത്ര അസ്ഥിരമാകുന്നു.

ബന്ധനക്രമം (Bond Order)

ബന്ധനഓർബിറ്റലുകളിലും പ്രതിബന്ധന ഓർബിറ്റലുകളിലും അടങ്ങിയിരിക്കുന്ന ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണത്തിന്റെ വ്യത്യാസത്തിന്റെ പകുതിയെയാണ് ബന്ധനക്രമം എന്നുപറയുന്നത്.

അതായത്, ബന്ധന ക്രമം (B.O.) = ½ $(N_b - N_a)$

തന്മാത്രകളുടെ സ്ഥിരതയുമായി ബന്ധപ്പെട്ട് മേൽ വിവരിച്ച നിയമങ്ങളെ ബന്ധനക്രമത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ ഇങ്ങനെ പുനഃപ്രസ്താവിക്കാം. ഒരു പോസിറ്റീവ് ബന്ധനക്രമം (അതായത്, $N_b > N_a$) ഒരു സ്ഥിരതയുള്ള തന്മാത്രയെയും ഒരു നെഗറ്റീവ് ($N_b < N_a$) അഥവാ പൂജ്യം ബന്ധനക്രമം ($N_b = N_a$) ഒരു അസ്ഥിരതന്മാത്രയെയും സൂചിപ്പിക്കുന്നു.

ബന്ധനസ്വഭാവം

സാമ്പ്രദായിക ആശയങ്ങളിൽ പഠിച്ചതുപോലെ ബന്ധന ക്രമം 1, 2, 3 തുടങ്ങിയ പൂർണ സംഖ്യകളാണെങ്കിൽ അത് യഥാക്രമം ഏകബന്ധനം, ദ്വിബന്ധനം, ത്രിബന്ധനം എന്നിവയെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു.

ബന്ധനദൈർഘ്യം

ഒരു തന്മാത്രയിലെ രണ്ട് ആറ്റങ്ങൾക്കിടയിലുള്ള ബന്ധനക്രമം അതിലെ ബന്ധനദൈർഘ്യത്തിന്റെ ഏകദേശമൂല്യം നൽകുന്നു. ബന്ധനക്രമം കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് ബന്ധനദൈർഘ്യം കുറയുന്നു.

കാന്തികസ്വഭാവം

ഒരു തന്മാത്രയിലെ എല്ലാ തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകളിലും ഇലക്ട്രോണുകൾ ജോടിയായി സ്ഥിതി ചെയ്യുകയാണെങ്കിൽ, ആ പദാർഥം പ്രതികാന്തികം (diamagnetic) ആയിരിക്കും. (കാന്തികമണ്ഡലത്തിനാൽ വികർഷിക്കപ്പെടും). എന്നാൽ ഒന്നോ അതിലധികമോ തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകളിൽ ഇലക്ട്രോണുകൾ ജോടിയല്ലാതെ സ്ഥിതി ചെയ്യുകയാണെങ്കിൽ അത് അനുകാന്തികം

(paramagnetic) (കാന്തിക മണ്ഡലത്തിനാൽ ആകർഷിക്കപ്പെടും) ആയിരിക്കും.

ഉദാ: ഓക്സിജൻ (O_2) തന്മാത്ര.

4.8. ചില സമന്യൂക്ലിയ ദ്വയാറ്റോമികതന്മാത്രകളിലെ ബന്ധനം

ചില സമന്യൂക്ലീയ ദ്വയാറ്റോമികതന്മാത്രകളിലെ ബന്ധനത്തെപ്പറ്റിയാണ് ഈ ഭാഗത്തിൽ നാം ചർച്ച ചെയ്യുന്നത്.

1. ഹൈഡ്രജൻ തന്മാത്ര (H_2) : രണ്ട് ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങളുടെ സംയോജനത്തിലൂടെയാണ് ഇത് രൂപപ്പെടുന്നത്. ഓരോ ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിലും 1s ഓർബിറ്റലിൽ ഒരു ഇലക്ട്രോൺ ഉണ്ട്. അതുകൊണ്ട്, ഹൈഡ്രജൻ തന്മാത്രയിൽ ആകെ 2 ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉണ്ട്. ഇവ $\sigma 1s$ തന്മാത്രാഓർബിറ്റലിലാണ് കാണപ്പെടുന്നത്. അതുകൊണ്ട് ഹൈഡ്രജൻ തന്മാത്രയുടെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം:

$$H_2 : (\sigma 1s)^2$$

ഹൈഡ്രജൻ തന്മാത്രയുടെ ബന്ധനക്രമം താഴെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന രീതിയിൽ കണക്കാക്കാം:

$$\text{ബന്ധനക്രമം} = \frac{N_b - N_a}{2} = \frac{2-0}{2} = 1$$

അതായത്, ഹൈഡ്രജന്റെ രണ്ട് ആറ്റങ്ങൾ ഒരു ഏകബന്ധനത്തിലൂടെ പരസ്പരം ബന്ധിച്ചിരിക്കുന്നു. ഹൈഡ്രജൻ തന്മാത്രയുടെ ബന്ധന വിഘടനഊർജം 438 kJ mol^{-1} ഉം ബന്ധനദൈർഘ്യം 74 pm ഉം ആണെന്ന് കണക്കാക്കിയിട്ടുണ്ട്. ഹൈഡ്രജൻ തന്മാത്രയിൽ ജോടിയല്ലാത്ത ഇലക്ട്രോണുകൾ ഇല്ലാത്തതിനാൽ ഇത് പ്രതികാന്തികമാണ് (diamagnetic)

2. ഹീലിയം തന്മാത്ര (He_2):

ഹീലിയം ആറ്റത്തിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം $1s^2$ എന്നാണ്. ഓരോ ഹീലിയം ആറ്റത്തിലും 2 ഇലക്ട്രോണുകളാണുള്ളത്. അങ്ങനെ ഹീലിയം തന്മാത്രയിൽ ആകെ 4 ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉണ്ട്. ഈ ഇലക്ട്രോണുകൾ $\sigma 1s$, $\sigma^* 1s$ എന്നീ തന്മാത്രാ ഓർബിറ്റലുകളിൽ സ്ഥിതി ചെയ്യുമ്പോൾ താഴെ പറയുന്ന ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസം ലഭിക്കുന്നു.

$$He_2 : (\sigma 1s)^2 (\sigma^* 1s)^2$$

He_2 ന്റെ ബന്ധനക്രമം = ½(2 – 2) = 0

ആയതിനാൽ He_2 തന്മാത്ര അസ്ഥിരമാണ്. അതിന് നിലനില്പില്ല

ഇതുപോലെ Be_2 തന്മാത്രയ്ക്ക് $(\sigma 1s)^2 (\sigma^* 1s)^2 (\sigma 2s)^2 (\sigma^* 2s)^2$ നിലനിൽപ്പില്ല എന്നു കാണാം.

3. ലിഥിയം തന്മാത്ര (Li_2) :

ലിഥിയത്തിൽ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം $1s^2$, $2s^1$ എന്നാണ്. Li_2 വിൽ ആകെ 6 ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉണ്ട്. അതുകൊണ്ട്, Li_2 തന്മാത്രയുടെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം.

$$Li_2 : (\sigma 1s)^2 (\sigma^* 1s)^2 (\sigma 2s)^2$$

മുകളിൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം $KK(\sigma 2s)^2$ എന്നും എഴുതാവുന്നതാണ്. ഇവിടെ KK എന്നത് പൂരിത K ഷെൽ ഘടനയായ $(\sigma 1s)^2 (\sigma^* 1s)^2$ നെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു.

Li_2 തന്മാത്രയിൽ 4 ഇലക്ട്രോണുകൾ ബന്ധന തന്മാത്രാ ഓർബിറ്റലുകളിലും 2 ഇലക്ട്രോണുകൾ പ്രതിബന്ധന തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകളിലുമാണെന്ന് അതിന്റെ ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസത്തിൽ നിന്നും വ്യക്തമാണ്. അതുകൊണ്ട് അതിന്റെ ബന്ധനക്രമം = ½ (4 – 2) = 1 ആണ്. അതായത്, Li_2 ഒരു സ്ഥിരതയുള്ള തന്മാത്രയാണ്. ഇതിൽ ജോടിയല്ലാത്ത ഇലക്ട്രോണുകൾ ഇല്ലാത്തതിനാൽ അത് പ്രതികാന്തികം ആയിരിക്കും. വാസ്തവത്തിൽ, ഡയമാഗ്നറ്റിക് Li_2 തന്മാത്രകൾ ബാഷ്പാവസ്ഥയിൽ നിലനിൽക്കുന്നതായി മനസിലാക്കുവാൻ കഴിഞ്ഞിട്ടുണ്ട്.

4. കാർബൺ തന്മാത്ര (C_2) :

കാർബണിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$ എന്നാണ്. C_2 തന്മാത്രയിൽ ആകെ 12 ഇലക്ട്രോണുകളുണ്ട്. ആയതിനാൽ, C_2 തന്മാത്രയുടെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം

$$C_2 : (\sigma 1s)^2 (\sigma^* 1s)^2 (\sigma 2s)^2 (\sigma^* 2s)^2 (\pi 2p_x^2 = \pi 2p_y^2)$$

അഥവാ $KK(\sigma 2s)^2 (\sigma^* 2s)^2 (\pi 2p_x^2 = \pi 2p_y^2)$ എന്നാണ്.

C_2 വിന്റെ ബന്ധനക്രമം = ½ (8 – 4) = 2. C_2 തീർച്ചയായും ഡയമാഗ്നറ്റിക് ആയിരിക്കും. വാസ്തവത്തിൽ ഡയമാഗ്നറ്റിക് C_2 തന്മാത്രകൾ ബാഷ്പാവസ്ഥയിൽ കണ്ടെത്തിയിട്ടുണ്ട്. C_2 തന്മാത്രയിലെ ദ്വിബന്ധനത്തിൽ രണ്ടും π ബോണ്ടുകളാണ് അടങ്ങിയിരിക്കുന്നത് എന്നത് വളരെ പ്രധാനപ്പെട്ട ഒരു കാര്യമാണ്. ഇതിന്റെകാരണം, C_2 വിൽ 4 ഇലക്ട്രോണുകൾ രണ്ട് π തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകളിൽ കാണപ്പെടുന്നു എന്നുള്ളതാണ്. മിക്കവാറുമുള്ള മറ്റു തന്മാത്രകളിൽ ഒരു ദ്വിബന്ധനം ഉണ്ടായിരിക്കുന്നത് ഒരു സിഗ്മാബോണ്ടും ഒരു പൈ ബോണ്ടും ചേർന്നാണ്. ഇതേരീതിയിൽ N_2 തന്മാത്രയിലെ ബന്ധനത്തെപ്പറ്റിയും വിവരിക്കാവുന്നതാണ്.

5. ഓക്സിജൻ തന്മാത്ര (O_2) :

ഓക്സിജൻ ആറ്റത്തിന്റെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം $1s^2 2s^2 2p^4$ എന്നാണ്. ഓരോ ഓക്സിജൻ ആറ്റത്തിനും 8 ഇലക്ട്രോണുകൾ വീതം ഉള്ളതിനാൽ O_2 തന്മാത്രയിൽ 16 ഇലക്ട്രോണുകളുണ്ട്. അതുകൊണ്ട്, O_2 തന്മാത്രയുടെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം

$$O_2 : (\sigma 1s)^2 (\sigma^* 1s)^2 (\sigma 2s)^2 (\sigma^* 2s)^2 (\sigma 2p_z)^2$$

$$\left(\pi 2p_x^{\,2} \equiv \pi 2p_y^{\,2}\right) \left(\pi^* 2p_x^{\,1} \equiv \pi^* 2p_y^{\,1}\right)$$ അഥവാ

$$O_2 : \begin{bmatrix} KK\ (\sigma 2s)^2 (\sigma^* 2s)^2 (\sigma 2p_z)^2 \\ \left(\pi 2p_x^2 \equiv \pi 2p_y^2\right), \left(\pi^* 2p_x^1 \equiv \pi^* 2p_y^1\right) \end{bmatrix}$$

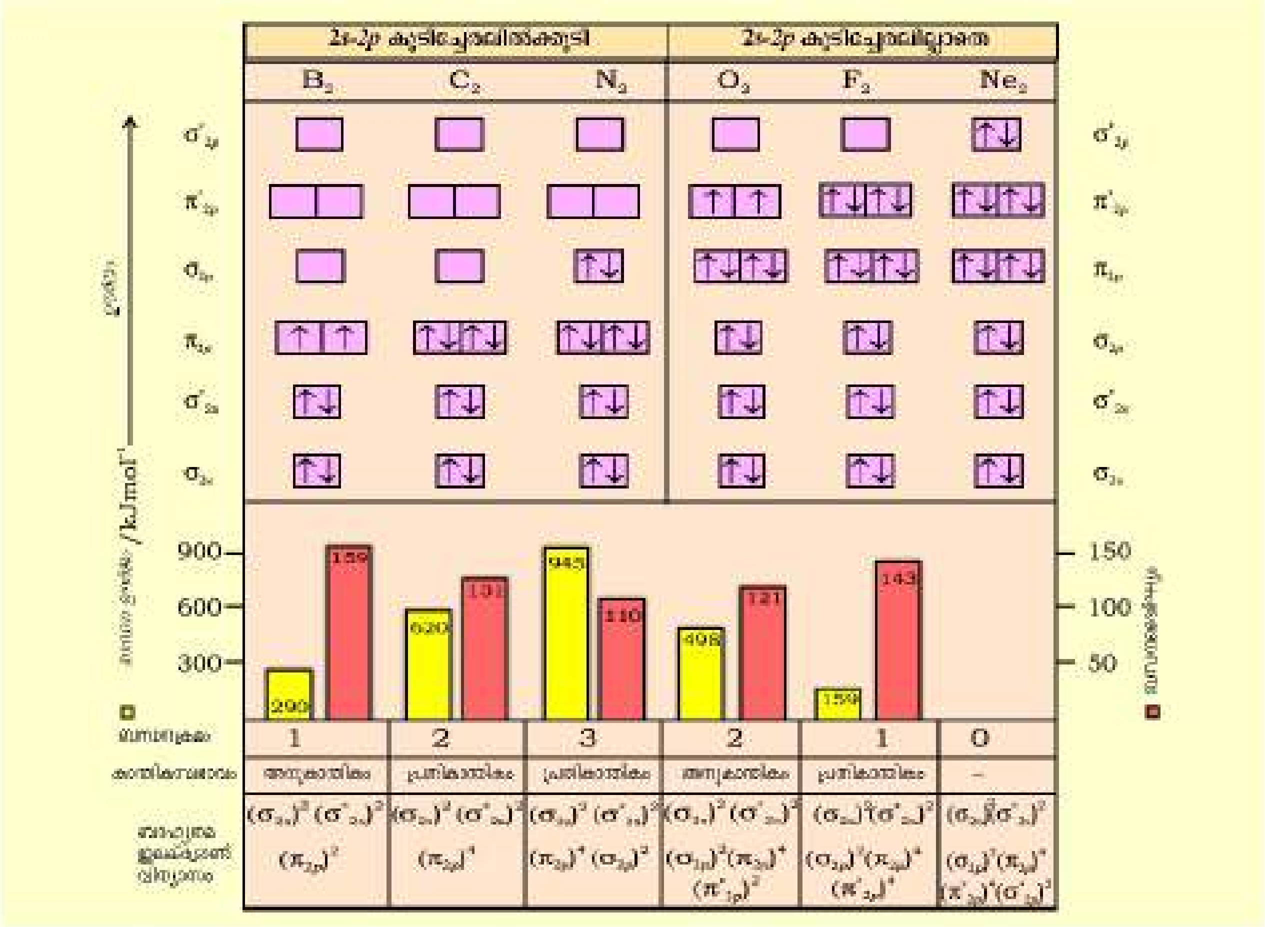
O_2 തന്മാത്രയുടെ ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസത്തിൽ നിന്ന് 10 ഇലക്ട്രോണുകൾ ബന്ധനതന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകളിലും 6 ഇലക്ട്രോണുകൾ പ്രതിബന്ധനതന്മാത്രാ ഓർബിറ്റലുകളിലുമാണ് അടങ്ങിയിരിക്കുന്നതെന്ന് വ്യക്തമാണ്. അതുകൊണ്ട്,

അതിന്റെ ബന്ധനക്രമം =

$$\frac{1}{2}[N_b - N_a] = \frac{1}{2}[10 - 6] = 2$$ ആണ്.

അതുകൊണ്ട്, ഓക്സിജൻ തന്മാത്രയിൽ ആറ്റങ്ങളെ തമ്മിൽ ബന്ധിപ്പിച്ചു നിർത്തുന്നത് ഒരു ദ്വിബന്ധനം ഉപയോഗിച്ചുകൊണ്ടാണ്. കൂടാതെ, അതിൽ π^*2p_x, π^*2p_y എന്നീ തന്മാത്രാ ഓർബിറ്റലുകളിൽ രണ്ട് ജോടി അല്ലാത്ത ഇലക്ട്രോണുകൾ ഉണ്ടെന്നത് ശ്രദ്ധേയമാണ്. ആയതിനാൽ O_2 തന്മാത്ര അനുകാന്തികം ആണ്. ഇത് പരീക്ഷണങ്ങളിലൂടെ ശരിയാണെന്നു കണ്ടിട്ടുണ്ട്. ഈ രീതിയിൽ, ഈ സിദ്ധാന്തം ഓക്സിജന്റെ അനുകാന്തിക സ്വഭാവത്തെ വിജയകരമായി വിശദീകരിക്കുന്നു.

ഇതുപോലെ, പീരിയോഡിക് ടേബിളിലെ രണ്ടാം നിരയിലെ മറ്റു സമന്യൂക്ലിയ ദ്വയാറ്റോമികതന്മാത്രകളുടെ ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസം എഴുതുവാൻ കഴിയും. B_2 മുതൽ Ne_2 വരെയുള്ള തന്മാത്രകളുടെ ഇലക്ട്രോൺ ക്രമീകരണവും തന്മാത്രാസ്വഭാവങ്ങളും ചിത്രം 4.21-ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. തന്മാത്രാ



ചിത്രം 4.21 B_2 മുതൽ Ne_2 വരെയുള്ള തന്മാത്രകളുടെ MO സംവിധാനവും തന്മാത്രാസ്വഭാവങ്ങളും.

ഓർബിറ്റലുകളുടെ ക്രമവും ഇലക്ട്രോൺ സാന്ദ്രതയും അതിൽ കാണിച്ചിരിക്കുന്നു. ഓർബിറ്റൽ ചിത്രങ്ങൾക്ക് താഴെയായി ബന്ധനഊർജം, ബന്ധനദൈർഘ്യം, ബന്ധനക്രമം, കാന്തിക സ്വഭാവങ്ങൾ, ബാഹ്യതമ ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസം എന്നിവ സൂചിപ്പിച്ചിരിക്കുന്നു.

4.9 ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനം (Hydrogen Bonding)

നൈട്രജൻ, ഓക്സിജൻ, ഫ്ലൂറിൻ തുടങ്ങിയ മൂലകങ്ങൾക്ക് ഇലക്ട്രോനെഗറ്റിവിറ്റി വളരെ കൂടുതലാണ്. ഒരു സഹസംയോജകബന്ധനം രൂപീകരിക്കുന്നതിനായി ഇവ ഒരു ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റവുമായി ബന്ധിപ്പിക്കപ്പെടുമ്പോൾ, സഹസംയോജകബന്ധനത്തിലേർപ്പെട്ട ഇലക്ട്രോണുകൾ ഇലക്ട്രോനെഗറ്റിവിറ്റി കൂടിയ ആറ്റത്തിനടുത്തേക്ക് നീങ്ങുന്നു. ഇങ്ങനെ ഭാഗിക പോസിറ്റീവ് ചാർജുള്ള ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റം സമീപത്തുള്ള മറ്റൊരു തന്മാത്രയിലെ ഇലക്ട്രോനെഗറ്റിവിറ്റി കൂടിയ ആറ്റവുമായി ഒരു ബന്ധനമുണ്ടാക്കുന്നു. ഈ ബന്ധനമാണ് ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനം. ഇത് സഹസംയോജക ബന്ധനത്തെക്കാൾ ദുർബലമാണ്. ഉദാഹരണമായി, HF തന്മാത്രയിൽ താഴെ ചിത്രീകരിച്ചിരിക്കുന്നതുപോലെ ഒരു തന്മാത്രയിലെ ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റം മറ്റൊരു തന്മാത്രയിലെ F ആറ്റവുമായി ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനമുണ്ടാക്കുന്നു.

$$---H^{\delta+}-F^{\delta-}---H^{\delta+}-F^{\delta-}---H^{\delta+}-F^{\delta-}$$

ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനത്തെ സൂചിപ്പിക്കുവാൻ ഒരു ഇടവിട്ടുള്ള വരയും (– – –) സഹസംയോജക ബന്ധത്തെ സൂചിപ്പിക്കുവാൻ ഒരു കട്ടിയുള്ള വരയും (solid line) ഉപയോഗിക്കുന്നു. ആയതിനാൽ, ഒരു തന്മാത്രയിലെ ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തെയും മറ്റൊരു തന്മാത്രയിലെ ഇലക്ട്രോനെഗറ്റീവ് ആറ്റത്തെയും (F, O അല്ലെങ്കിൽ N) തമ്മിൽ ബന്ധിക്കുന്ന ആകർഷണബലമാണ് ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനമെന്ന് നിർവചിക്കാം.

4.9.1. ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനരൂപീകരണത്തിന്റെ കാരണം.

ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റം വളരെ ഇലക്ട്രോനെഗറ്റിവിറ്റി കൂടിയ X എന്ന ഒരു ആറ്റവുമായി ബന്ധനത്തിലേർപ്പെടുമ്പോൾ, രണ്ട് ആറ്റങ്ങൾക്കിടയിലുമായി പങ്കുവയ്ക്കപ്പെട്ട ഇലക്ട്രോൺജോടി ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റത്തിൽ നിന്ന് അകന്നുപോകുന്നു. അതിന്റെ ഫലമായി 'X' എന്ന ആറ്റവുമായി താരതമ്യം ചെയ്യുമ്പോൾ ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റം കൂടുതൽ ഇലക്ട്രോപോസിറ്റീവായിത്തീരുന്നു. ഇലക്ട്രോണുകൾ 'X' എന്ന ആറ്റത്തിനടുത്തേയ്ക്ക് നീങ്ങുന്നതിനാൽ, ഹൈഡ്രജന് ഭാഗികമായ പോസിറ്റീവ് ചാർജും (δ^+) X ന് ഭാഗിക നെഗറ്റീവ് ചാർജും (δ^-) ലഭിക്കുന്നു. ഇതിന്റെ ഫലമായി, താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്നതരത്തിൽ വൈദ്യുതാകർഷണബലത്തോടു കൂടിയ ഒരു പോളാർതന്മാത്ര ഉണ്ടാകുന്നു.

$$H^{\delta+}-X^{\delta-}---H^{\delta+}-X^{\delta-}---H^{\delta+}-X^{\delta-}$$

ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനത്തിന്റെ മൂല്യം സംയുക്തത്തിന്റെ ഭൗതികാവസ്ഥയെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. ഇത് ഖരാവസ്ഥയിൽ ഏറ്റവും കൂടുതലും വാതകാവസ്ഥയിൽ ഏറ്റവും കുറവുമാണ്. ആയതിനാൽ, സംയുക്തങ്ങളുടെ ഘടനയിലും സ്വഭാവങ്ങളിലും ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനത്തിന് ശക്തമായ സ്വാധീനമുണ്ട്.

4.9.2 രണ്ടുതരം ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനങ്ങൾ

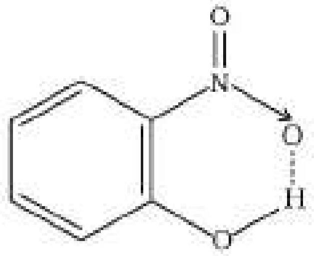
ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനങ്ങൾ രണ്ടുതരത്തിലുണ്ട്.

(i) അന്തർതന്മാത്രാഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനം (Intermolecule hydrogen bond)

(ii) ആന്തരതന്മാത്രാഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനം (Intra molecular hydrogen bond)

(1) **അന്തർതന്മാത്രികഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനം :** ഒരേ സംയുക്തത്തിന്റെയോ വ്യത്യസ്ത സംയുക്തങ്ങളുടെയോ രണ്ട് വ്യത്യസ്ത തന്മാത്രകൾ തമ്മിലുണ്ടാകുന്ന ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനമാണ് അന്തർതന്മാത്രിക ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനം. HF, ആൽക്കഹോൾ, ജലം തുടങ്ങിയ തന്മാത്രകളിലെ ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനങ്ങൾ ഇതിന് ഉദാഹരണങ്ങളാണ്.

(2) **ആന്തരതന്മാത്രാഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനം :** ഒരേ തന്മാത്രയിലെ ഇലക്ട്രോനെഗറ്റിവിറ്റി കൂടിയ രണ്ട് ആറ്റങ്ങൾക്കിടയിൽ (F,O,N) ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റം സ്ഥിതി ചെയ്യുമ്പോഴാണ് ഇത് ഉണ്ടാകുന്നത്. ഉദാഹരണമായി, O-നൈട്രോഫിനോളിൽ ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റം 2 ഓക്സിജൻ ആറ്റങ്ങൾക്കിടയിലാണ്.



ചിത്രം 4.22: ഓർത്തോ നൈട്രോഫിനോളിലെ ആന്തരതന്മാത്രാഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനം

സംഗ്രഹം

കോസലിന്റെ ദർശനങ്ങൾ ഇലക്ട്രോപോസിറ്റീവും ഇലക്ട്രോനെഗറ്റീവുമായ അയോണുകളുടെ രൂപീകരണത്തെ ഈ അയോണുകൾ ഉൽകൃഷ്ടവാതക ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസങ്ങൾ നേടുന്ന പ്രവർത്തനവുമായി ബന്ധിപ്പിച്ചു. അയോണുകൾ തമ്മിലുണ്ടാകുന്ന സ്ഥിതവൈദ്യുതാകർഷണ ബലമാണ് അവയുടെ സ്ഥിരതയ്ക്ക് കാരണം. ഇതിൽ നിന്നാണ് വൈദ്യുതസംയോജകത എന്ന ആശയമുണ്ടായത്.

സഹസംയോജകബന്ധനത്തെ ആറ്റങ്ങൾ തമ്മിൽ ഇലക്ട്രോൺജോടികൾ പങ്കുവയ്ക്കുന്നതിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ ആദ്യമായി വിവരിച്ചത് ലൂയിസ് ആയിരുന്നു. ഇലക്ട്രോൺജോടികൾ പങ്കുവച്ചുകൊണ്ട് ആറ്റങ്ങൾ പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിലേർപ്പെടുന്നതിനെ അദ്ദേഹം ഉൽകൃഷ്ടവാതക ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസം നേടുന്ന പ്രക്രിയയുമായി ബന്ധപ്പെടുത്തി. ലൂയിസ് ഡോട്ട് പ്രതീകങ്ങൾ ഒരു മൂലകത്തിന്റെ ആറ്റത്തിലെ സംയോജകഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം നൽകുന്നു. അതുപോലെ, ഒരു തന്മാത്രയിലെ ബന്ധനത്തിന്റെ ചിത്രീകരണമാണ് ലൂയിസ് ഡോട്ട് ഘടനകൾ.

ഒരു അയോണികസംയുക്തത്തെ പോസിറ്റീവും നെഗറ്റീവുമായ അയോണുകളുടെ ത്രിമാനതലത്തിലുള്ള ഒരു സമാഹാരമായി ചിത്രീകരിക്കാം. ഈ അയോണുകളുടെ അനുക്രമമായ വിന്യാസത്തെയാണ് പരൽജാലിക അഥവാ ക്രിസ്റ്റൽലാറ്റിസ് എന്നു വിളിക്കുന്നത്. പരലാകൃതിയുള്ള ഒരു ഖരപദാർത്ഥത്തിൽ പോസിറ്റീവും നെഗറ്റീവും അയോണുകളുടെ ചാർജുകൾ തമ്മിൽ ഒരു സന്തുലനാവസ്ഥ ഉണ്ടായിരിക്കും. ഒരു പരൽജാലിക അതിന്റെ ജാലികാരൂപീകരണ എൻഥാൽപിയിലൂടെ സ്ഥിരത നേടുന്നു.

രണ്ട് ആറ്റങ്ങൾ തമ്മിൽ ഒരു ജോടി ഇലക്ട്രോണിനെ പങ്കുവയ്ക്കുന്നതിലൂടെ ഒരു ഏക ബന്ധനമുണ്ടാകുന്നതുപോലെ, രണ്ടോമൂന്നോ ഇലക്ട്രോൺ ജോടികളെ പങ്കുവയ്ക്കുമ്പോൾ ബഹുബന്ധനങ്ങളുണ്ടാകുന്നു. ബന്ധന ആറ്റങ്ങളിൽ ചിലതിൽ ബന്ധനത്തിൽ പങ്കെടുക്കാത്ത അധിക ഇലക്ട്രോൺ ജോടികൾ ഉണ്ടാകാം. ഇവയെ ഏകാന്തജോടി ഇലക്ട്രോണുകൾ എന്നുവിളിക്കുന്നു. ഒരു തന്മാത്രയിലെ ഓരോ ആറ്റത്തിനും ചുറ്റുമുള്ള ബന്ധന ജോടികളുടേയും ഏകാന്തജോടികളുടേയും ക്രമീകരണം ലൂയിസ് ഡോട്ട് ഘടനയിൽ ചിത്രീകരിക്കുന്നു. രാസബന്ധനങ്ങളുമായി ബന്ധപ്പെട്ട പ്രധാനപ്പെട്ട ബന്ധന സവിശേഷതകളായ ബന്ധനദൈർഘ്യം, ബന്ധനകോൺ, ബന്ധനഎൻഥാൽപി, ബന്ധനക്രമം, ബന്ധനധ്രുവത എന്നിവയ്ക്ക് സംയുക്തങ്ങളുടെ സ്വഭാവസവിശേഷതകളിൽ പ്രധാനപങ്കുണ്ട്.

പല തന്മാത്രകളേയും ബഹുഅറ്റോമിക അയോണുകളേയും കൃത്യമായി വിവരിക്കുവാൻ ഒറ്റ ലൂയിസ് ഘടനകൊണ്ട് സാധ്യമാകാതെ വരും. ഇങ്ങനെയുള്ള സന്ദർഭങ്ങളിൽ ആ തന്മാത്രയെ അല്ലെങ്കിൽ അയോണിനെ സൂചിപ്പിക്കുവാൻ ഒരേ അടിസ്ഥാനഘടനയോടുകൂടിയ അനേകം വിവരണങ്ങൾ (പ്രതിനിധീകരണങ്ങൾ) എഴുതുന്നു. വളരെ പ്രധാനപ്പെട്ടതും ഉപയോഗപ്രദവുമായ ഈ ആശയമാണ് അനുരൂപീകരണം (Resonance). പദാർഥത്തിന്റെ യഥാർഥ ഘടന വിവിധ അനുരൂപീകരണഘടനകളുടെ (Resonating structures) "അനുരൂപീകരണസങ്കരമാണ്" (Resonance hybrid).

ഇലക്ട്രോൺ ജോടികൾ പരസ്പരം വികർഷിക്കുമെന്നും അതിനാൽ അവ കഴിയുന്നത്ര അകന്നു നിൽക്കാൻ ശ്രമിക്കുമെന്നുമുള്ള സങ്കല്പനത്തെ അടിസ്ഥാനമാക്കിയുള്ളതാണ് തന്മാത്രകളുടെ ജ്യാമിതീയ ഘടനകൾ പ്രവചിക്കുവാൻ ഉപയോഗിക്കുന്ന VSEPR മാതൃക. ഈ മാതൃകയനുസരിച്ച് ഏകാന്തജോടികൾ (lp) തമ്മിലും ബന്ധനജോടികൾ (bp) തമ്മിലും ഏകാന്തജോടിയും ബന്ധനജോടിയും തമ്മിലും ഉള്ള വികർഷണങ്ങളാണ് തന്മാത്രാഘടന നിർണയിക്കുന്നത്. ഈ വികർഷണങ്ങളുടെ ക്രമം lp-lp > lp-bp > bp-bp എന്നിങ്ങനെയാണ്.

ലൂയിസ്, VSEPR മാതൃകകൾ ഊന്നൽ നൽകാതിരുന്ന സഹസംയോജകബന്ധന രൂപീകരണവുമായി ബന്ധപ്പെട്ട ഊർജമാറ്റങ്ങളെപ്പറ്റിയാണ് സംയോജകതാബന്ധന സമീപനം അടിസ്ഥാനപരമായി പരിഗണിച്ചത്. VB സിദ്ധാന്തമനുസരിച്ച്, ഓർബിറ്റലുകളുടെ അതിവ്യാപനത്തിലൂടെയാണ് രാസബന്ധനങ്ങൾ രൂപീകൃതമാകുന്നത്. ഉദാഹരണമായി, ഹൈഡ്രജൻ തന്മാത്രയുടെ രൂപീകരണത്തിൽ

രണ്ട് ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങളുടെ ഓരോ ഇലക്ട്രോൺ വീതമുള്ള 1s ഓർബിറ്റലുകൾ അതിവ്യാപനം ചെയ്യുന്നു. രണ്ട് ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങൾ പരസ്പരം അടുത്തേയ്ക്ക് വരുമ്പോൾ വ്യൂഹത്തിന്റെ സ്ഥിതികോർജം കുറഞ്ഞുവരുന്നു. ന്യൂക്ലിയസ്സുകൾ തമ്മിലുള്ള അകലം സംതുലനാവസ്ഥയിൽ (ബന്ധനദൂരത്തിൽ) എത്തുമ്പോൾ ഊർജം ഏറ്റവും കുറയുന്നു. ഈ ന്യൂക്ലിയസുകളെ വീണ്ടും അടുത്തേയ്ക്ക് കൊണ്ടുവരാൻ ശ്രമിച്ചാൽ ഊർജം വളരെപ്പെട്ടെന്ന് കൂടുന്നതുകാണാം. തന്മൂലം തന്മാത്ര അസ്ഥിരമാകും. ഓർബിറ്റൽ അതിവ്യാപനംമൂലം ന്യൂക്ലിയസുകൾക്കിടയിലുള്ള ഇലക്ട്രോൺ സാന്ദ്രത കൂടുന്നത് അവ പരസ്പരം അടുക്കുന്നതിന് കാരണമാകും. എന്നിരുന്നാലും യഥാർഥ ബന്ധനഎൻഥാൽപിയും ബന്ധനദൈർഘ്യവും അതിവ്യാപനത്തിലൂടെ മാത്രം ലഭ്യമാകുന്നതല്ല, മറ്റു പല ഘടകങ്ങളും ഇതിനായി പരിഗണനയിലെടുക്കേണ്ടതായുണ്ട്.

ബഹുഅറ്റോമിക തന്മാത്രകളുടെ സവിശേഷാകൃതികൾ വിശദീകരിക്കുന്നതിനായി അറ്റോമിക ഓർബിറ്റലുകളുടെ സങ്കരണം എന്ന ആശയം പൗളിങ് അവതരിപ്പിച്ചു. $BeCl_2$, BCl_3, CH_4, NH_3, H_2O തുടങ്ങിയ തന്മാത്രകളുടെ ആകൃതിയും രൂപീകരണവും വിശദീകരിക്കുന്നതിനായി Be, B, C, N, O എന്നിവയിലെ അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകളുടെ sp, sp^2, sp^3 സങ്കരണങ്ങൾ ഉപയോഗപ്പെടുത്തി. അതുപോലെ, C_2H_2, C_2H_4 തുടങ്ങിയവയിലെ ബഹുബന്ധനങ്ങളുടെ രൂപീകരണം വിശദീകരിക്കുന്നതിനും ഇവ ഉപയോഗിച്ചു.

അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകളുടെ സംയോജനത്തിലൂടെയും ക്രമീകരണത്തിലൂടെയും ഒരു തന്മാത്രയുടെ എല്ലാ സവിശേഷതകളുമായും ബന്ധപ്പെട്ട തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകൾ രൂപീകരിക്കപ്പെടുന്നു എന്നതിനെ അടിസ്ഥാനമാക്കിയാണ് തന്മാത്രാഓർബിറ്റൽ സിദ്ധാന്തം രാസബന്ധനത്തെ വിശദീകരിക്കുന്നത്. തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകളുടെ എണ്ണം അവ രൂപീകൃതമാകാൻ ഉപയോഗിക്കുന്ന അറ്റോമിക ഓർബിറ്റലുകളുടെ എണ്ണത്തിന് തുല്യമായിരിക്കും. ബന്ധന തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകൾ ന്യൂക്ലിയസുകൾക്കിടയിലുള്ള ഇലക്ട്രോൺ സാന്ദ്രത വർധിപ്പിക്കുന്നു. അവയ്ക്ക് സംയോജിക്കുന്ന അറ്റോമിക ഓർബിറ്റലുകളെക്കാൾ ഊർജം കുറവായിരിക്കും. പ്രതിബന്ധന ഓർബിറ്റലുകളിൽ ന്യൂക്ലിയസുകൾക്കിടയിൽ ഇലക്ട്രോൺ സാന്ദ്രത പൂജ്യമായ ഒരു മേഖലയുണ്ടായിരിക്കും. അവയ്ക്ക് സംയോജിക്കുന്ന അറ്റോമിക ഓർബിറ്റലുകളെക്കാൾ ഊർജം കൂടുതലായിരിക്കും.

തന്മാത്രാ ഓർബിറ്റലുകളുടെ ഊർജനില കൂടുന്ന ക്രമത്തിൽ ഇലക്ട്രോണുകളെ നിറച്ചുകൊണ്ടാണ് തന്മാത്രകളുടെ ഇലക്ട്രോൺവിന്യാസം എഴുതുന്നത്. ആറ്റങ്ങളുടേതുപോലെ, തന്മാത്രാ ഓർബിറ്റലുകൾ നിറയുന്നതിനും പൗളിയുടെ ഒഴിവാക്കൽ നിയമം, ഹുണ്ടിന്റെ നിയമം എന്നിവ ബാധകമാണ്. ബന്ധന തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകളിലെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം പ്രതിബന്ധന തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകളിലേതിനെക്കാൾ കൂടുതലാണെങ്കിൽ തന്മാത്രകൾ സ്ഥിരതയുള്ളതാണെന്ന് പറയാം.

ഒരു ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റം F, O, N പോലെയുള്ള രണ്ട് ഇലക്ട്രോനെഗറ്റിവിറ്റി കൂടിയ ആറ്റങ്ങൾക്കിടയിൽ വരുമ്പോഴാണ് ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനമുണ്ടാകുന്നത്. ഇത് അന്തർതന്മാത്രികാബന്ധനമോ (രണ്ടോ അതിലധികമോ ഒരേയിനത്തിലുള്ള അല്ലെങ്കിൽ വ്യത്യസ്തയിനത്തിലുള്ള പദാർഥങ്ങൾക്കിടയിൽ നിലനിൽക്കുന്നത്) ആന്തരതന്മാത്രാബന്ധനമോ (ഒരേ തന്മാത്രയിലുള്ളത്) ആകാം. പല സംയുക്തങ്ങളുടെയും ഘടനയിലും, സ്വഭാവസവിശേഷതകളിലും ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനങ്ങൾക്ക് വളരെ ശക്തമായ ഒരു സ്വാധീനമുണ്ട്.

പരിശീലനചോദ്യങ്ങൾ

4.1 ഒരു രാസബന്ധനരൂപീകരണം വിശദമാക്കുക.

4.2 താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന മൂലകങ്ങളുടെ ആറ്റങ്ങളുടെ ലൂയിസ് ഡോട്ട് പ്രതീകങ്ങൾ എഴുതുക: Mg, Na, B, O, N, Br.

4.3 താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന ആറ്റങ്ങളുടെയും അയോണുകളുടെയും ലൂയിസ് പ്രതീകങ്ങൾ എഴുതുക: S ഉം S^{2-} ഉം; Al ഉം Al^{3+} ഉം; H ഉം H^- ഉം

4.4 താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന തന്മാത്രകളുടെയും അയോണുകളുടെയും ലൂയിസ് ഘടനകൾ വരയ്ക്കുക:

H_2S, $SiCl_4$, BeF_2, CO_3^{2-}, HCOOH

4.5 അഷ്ടകനിയമം നിർവചിക്കുക. അതിന്റെ പ്രാധാന്യവും പോരായ്മകളും എഴുതുക.

4.6 അയോണിക ബന്ധനരൂപീകരണത്തിന് സഹായമായ ഘടകങ്ങൾ എഴുതുക.

4.7 VSEPR മാതൃക ഉപയോഗിച്ചുകൊണ്ട് താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന തന്മാത്രകളുടെ ഘടന ചർച്ച ചെയ്യുക: $BeCl_2$, BCl_3, $SiCl_4$, AsF_5, H_2S, PH_3

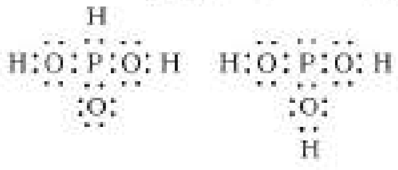
4.8 NH_3, H_2O തുടങ്ങിയ തന്മാത്രകളുടെ ഘടന വിരൂപചതുർതലമാണെങ്കിലും ജലതന്മാത്രയിലെ ബന്ധനകോൺ അമോണിയയിലേതിനേക്കാൾ കുറവാണ്. വിശദീകരിക്കുക.

4.9 ബന്ധനബലം ബന്ധനക്രമത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ എങ്ങനെ പ്രസ്താവിക്കാം?

4.10 ബന്ധനദൈർഘ്യം നിർവചിക്കുക.

4.11 CO_3^{2-} അയോണിനെ ആധാരമാക്കി അനുരൂപീകരണത്തിന്റെ പ്രധാനാശയങ്ങൾ വിവരിക്കുക.

4.12 H_3PO_3 യെ താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന ഘടനകൾ 1 ഉം 2 ഉം ഉപയോഗിച്ച് പ്രതിനിധീകരിക്കാം. H_3PO_3യെ സൂചിപ്പിക്കുന്ന അനുരൂപീകരണ സങ്കരത്തിന്റെ കനോണിക്കൽ രൂപങ്ങളായി ഈ രണ്ട് ഘടനകളെ കണക്കാക്കാമോ? ഇല്ലെങ്കിൽ, അതിന്റെ കാരണങ്ങൾ എഴുതുക.



(1) (2)

4.13 SO_3, NO_2^-, NO_3^- ഇവയുടെ അനുരൂപീകരണഘടനകൾ എഴുതുക.

4.14 താഴെപ്പറയുന്ന ആറ്റങ്ങൾ ഇലക്ട്രോണുകളെ കൈമാറ്റം ചെയ്തുകൊണ്ട് കാറ്റയോണുകളും ആനയോണുകളും രൂപീകരിക്കുന്നത് ലൂയിസ് പ്രതീകങ്ങളുപയോഗിച്ച് കാണിക്കുക.

(a) K and S (b) Ca and O (C) Al and N

4.15 CO_2 ഉം H_2O ഉം ത്രയാറ്റോമിക തന്മാത്രകളാണെങ്കിലും H_2O തന്മാത്രയുടെ ആകൃതി വക്രവും CO_2 വിന്റേത് രേഖീയവുമാണ്. ഇവയുടെ ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണം വിശദീകരിക്കുക.

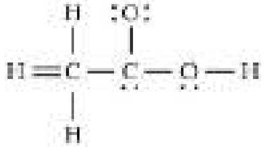
4.16 ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണത്തിന്റെ പ്രാധാന്യം/പ്രയോജനങ്ങൾ എഴുതുക.

4.17 ഇലക്ട്രോനെഗറ്റിവിറ്റി നിർവചിക്കുക. ഇത് ഇലക്ട്രോൺ ആർജിതഎൻഥാൽപിയിൽ നിന്ന് എങ്ങനെ വ്യത്യാസപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു?

4.18 അനുയോജ്യമായ ഉദാഹരണത്തിലൂടെ ധ്രുവീയ സഹസംയോജക ബന്ധനം വിശദമാക്കുക.

4.19 അയോണികസ്വഭാവം കൂടുന്ന ക്രമത്തിൽ താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന തന്മാത്രകളിലെ ബന്ധനങ്ങൾ ക്രമീകരിക്കുക: LiF, K_2O, N_2, SO_2, ClF_3.

4.20 CH_3COOH ന്റെ താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന അടിസ്ഥാനഘടന ശരിയാണ്. എന്നാൽ ഇതിലെ ചില ബന്ധനങ്ങൾ തെറ്റായാണ് കാണിച്ചിരിക്കുന്നത്. അസെറ്റിക് ആസിഡിന്റെ യഥാർഥ ലൂയിസ് ഘടന വരയ്ക്കുക.



4.21 CH_4-ന് ചതുർക ഘടന കൂടാതെ, കാർബൺ ആറ്റം കേന്ദ്രത്തിലും നാല് H ആറ്റങ്ങൾ ഒരു സമചതുരത്തിന്റെ നാല് മൂലകളിലുമായി ക്രമീകരിക്കുന്ന ഒരു സമതലീയ ചതുരഘടനകൂടി സാധ്യമാണ്. CH_4 സമതലീയ ചതുരമല്ലാത്തത് എന്തുകൊണ്ടാണെന്ന് വിശദമാക്കുക.

4.22 Be–H ബന്ധനങ്ങൾ ധ്രുവതയുള്ളതാണെങ്കിലും BeH_2 തന്മാത്രയുടെ ദ്വിധ്രുവആഘൂർണം പൂജ്യമായിരിക്കുന്നത് എന്തുകൊണ്ടാണെന്ന് വിശദമാക്കുക.

4.23 NH_3, NF_3 ഇവയിൽ ഏതിനാണ് ദ്വിധ്രുവആഘൂർണം കൂടുതൽ? എന്തുകൊണ്ട്?

4.24 അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകളുടെ സങ്കരണം എന്നതുകൊണ്ട് അർഥമാക്കുന്നതെന്ത്? *sp*, sp^2, sp^3 സങ്കരഓർബിറ്റലുകളുടെ ആകൃതി വിവരിക്കുക.

4.25 താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിൽ *Al* ആറ്റത്തിന്റെ സങ്കരണത്തിൽ എന്തെങ്കിലും വ്യത്യാസമുണ്ടാകുന്നെങ്കിൽ വിശദമാക്കുക.

$AlCl_3 + Cl \rightarrow AlCl_4$

4.26 താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിന്റെ ഫലമായി B,N തുടങ്ങിയ ആറ്റങ്ങളുടെ സങ്കരണത്തിൽ എന്തെങ്കിലും മാറ്റമുണ്ടോ?

$BF_3 + NH_3 \rightarrow F_3B.NH_3$

4.27 C_2H_4, C_2H_2 എന്നീ തന്മാത്രകളിൽ കാർബൺ ആറ്റങ്ങൾക്കിടയിലുള്ള ദ്വിബന്ധനത്തിന്റെയും ത്രിബന്ധനത്തിന്റെയും രൂപീകരണം വ്യക്തമാക്കുന്ന ചിത്രങ്ങൾ വരയ്ക്കുക.

4.28 താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന തന്മാത്രകളിലുള്ള സിഗ്മാ ബോണ്ടുകളുടെയും പൈ ബോണ്ടുകളുടെയും എണ്ണമെത്ര?

(a) C_2H_2 (b) C_2H_4

4.29 X- അക്ഷത്തെ അന്തർകേന്ദ്രീയ അക്ഷമായി എടുത്താൽ താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്നവയിൽ ഏതാണ് ഒരു സിഗ്മാബന്ധനം രൂപീകരിക്കാത്തത്? എന്തുകൊണ്ട്?

(a) 1*s* ഉം 1*s* ഉം (b) 1*s* ഉം $2p_x$ ഉം (c) $2p_y$ ഉം $2p_y$ ഉം (d) 1*s* ഉം 2*s* ഉം

4.30 താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്ന തന്മാത്രകളിൽ കാർബൺ ആറ്റങ്ങൾ ഏത് സങ്കര ഓർബിറ്റലുകളാണ് ഉപയോഗിക്കുന്നത്.

$CH_3–CH_3$; (b) $CH_3–CH=CH_2$; (c) CH_3-CH_2-OH; (d) CH_3-CHO (e) CH_3COOH

4.31 ബന്ധനജോടി, ഏകാന്തജോടി ഇലക്ട്രോണുകൾ എന്നതുകൊണ്ട് നിങ്ങൾ എന്താണ് മനസിലാക്കുന്നത്? ഇവയോരോന്നും ഉദാഹരണസഹിതം വിശദീകരിക്കുക.

4.32 സിഗ്മാബന്ധനവും പൈ ബന്ധനവും തമ്മിൽ വിവേചിക്കുക.

4.33 സംയോജകതാബന്ധനസിദ്ധാന്തം ഉപയോഗിച്ച് ഹൈഡ്രജൻ തന്മാത്രയുടെ രൂപീകരണം വിശദമാക്കുക.

4.34 അറ്റോമികഓർബിറ്റലുകളുടെ രേഖീയസംയോജനത്തിലൂടെ തന്മാത്രാഓർബിറ്റലുകൾ ഉണ്ടാകുന്നതിന് ആവശ്യമായ പ്രധാനപ്പെട്ട നിബന്ധനകൾ എഴുതുക.

4.35 Be_2 തന്മാത്ര സാധ്യതമല്ലാത്തത് എന്തുകൊണ്ടാണെന്ന് തന്മാത്രാഓർബിറ്റൽ സിദ്ധാന്തം ഉപയോഗിച്ച് വിശദീകരിക്കുക.

4.36 താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്നവയുടെ ആപേക്ഷികസ്ഥിരത താരതമ്യം ചെയ്ത് അവയുടെ കാന്തിക ഗുണങ്ങൾ സൂചിപ്പിക്കുക.

O_2, O_2^+, O_2^- (സൂപ്പർ ഓക്സൈഡ്), O_2^{2-} (പെറോക്സൈഡ്)

4.37 ഓർബിറ്റലുകളെ പ്രതിനിധാനം ചെയ്യുമ്പോൾ അധിക–ന്യൂന ചിഹ്നങ്ങൾ ഉപയോഗിക്കുന്നതിലെ പ്രാധാന്യം എഴുതുക.

4.38 PCl_5-ലെ സങ്കരണം വിശദമാക്കുക. അക്ഷീയബന്ധനങ്ങൾക്ക് നിരക്ഷീയബന്ധനങ്ങളുമായി താരതമ്യം ചെയ്യുമ്പോൾ നീളം കൂടുതലാണ്. എന്തുകൊണ്ട്?

4.39 ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനം നിർവചിക്കുക. അതിന് വാൻഡെർവാൾസ് ബലങ്ങളെക്കാൾ ശക്തി കൂടുതലോ കുറവോ?

4.40 ബന്ധനക്രമം എന്ന പദം കൊണ്ട് എന്താണർഥമാക്കുന്നത്? താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്നവയുടെ ബന്ധനക്രമം കണക്കാക്കുക.

N_2, O_2, O_2^+, O_2^-

യൂണിറ്റ് 5

C8A9R2

ദ്രവ്യത്തിന്റെ അവസ്ഥകൾ

ലക്ഷ്യങ്ങൾ

ഈ യൂണിറ്റ് പഠിക്കുന്നതിലൂടെ:

- അന്തർ തന്മാത്രാബലങ്ങളും കണികകളുടെ താപചലനവും തമ്മിലുള്ള പാരസ്പര്യത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ ദ്രവ്യത്തിന്റെ വിവിധ അവസ്ഥകളുടെ നിലനിൽപ് വിശദീകരിക്കുവാൻ കഴിയും;
- ആദർശവാതകങ്ങളുടെ സ്വഭാവം നിർണയിക്കുന്ന നിയമങ്ങൾ വിശദമാക്കുവാൻ കഴിയും;
- നിത്യജീവിതത്തിലെ വിവിധ സാഹചര്യങ്ങളിൽ വാതകനിയമങ്ങൾ പ്രയോഗിക്കുവാൻ കഴിയും;
- യഥാർഥവാതകങ്ങളുടെ സ്വഭാവം വിശദീകരിക്കുവാൻ കഴിയും;
- വാതകങ്ങളുടെ ദ്രവീകരണത്തിന് ആവശ്യമായ സാഹചര്യങ്ങൾ വിശദീകരിക്കുവാൻ കഴിയും;
- വാതകാവസ്ഥയുടെ തുടർച്ചയാണ് ദ്രാവകാവസ്ഥയെന്ന് മനസ്സിലാക്കാൻ കഴിയും;
- ബാഷ്പവും വാതകാവസ്ഥയും തമ്മിൽ വിവേചിച്ചറിയുന്നു;
- അന്തർ തന്മാത്രാ ആകർഷണ ബലത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ ദ്രാവകങ്ങളുടെ ഗുണധർമങ്ങൾ വിശദീകരിക്കുവാൻ കഴിയും.

> *"ശിശിരരാവിൽ ചൊരിയും മഞ്ഞിൻകണങ്ങൾ*
> *ഒരു മൃദുകംബളമായെന്നും ഭൂമാതാവിനെ പൊതിയവേ*
> *സൂര്യകിരണങ്ങളേറ്റു ബാഷ്പമായ് ഉയരും*
> *മലയാത് ശിലാതടത്തിലെത്തുകയും"*
>
> റോഡ് മാക്കോണർ

ആമുഖം

മുൻ അധ്യായങ്ങളിൽ ദ്രവ്യത്തിന്റെ സൂക്ഷ്മകണങ്ങളുടെ ചില സ്വഭാവങ്ങളാണല്ലോ നാം പഠിച്ചത്. ആറ്റത്തിന്റെ വലിപ്പം, ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം, തന്മാത്രാഘടന എന്നിവയെല്ലാം, ദ്രവ്യത്തിലെ സൂക്ഷ്മകണങ്ങളായ ആറ്റങ്ങളോ തന്മാത്രകളോ, അയോണുകളോ ആയിരിക്കുന്ന അവസ്ഥയിലുള്ള സ്വഭാവഗുണങ്ങളാണ്. പക്ഷേ ഒരു രാസവ്യൂഹത്തിന്റെ സ്വഭാവങ്ങൾ സാധാരണഗതിയിൽ അളക്കാൻ ശ്രമിക്കുമ്പോൾ, അതിന്റെ സമൂഹഗുണധർമങ്ങൾ (bulk properties) അഥവാ വളരെയധികം ആറ്റങ്ങളോ തന്മാത്രകളോ ഒത്തുചേർന്ന് പ്രകടിപ്പിക്കുന്ന ഗുണധർമങ്ങൾ ആണ് ലഭിക്കുന്നത്.

ഒരൊറ്റ ജലതന്മാത്രയെയല്ല, വളരെയധികം ജലതന്മാത്രകൾ ചേർന്ന് ദ്രാവകാവസ്ഥയിലിരിക്കുന്ന ജലത്തെയാണ് നമുക്ക് തിളപ്പിക്കാൻ കഴിയുന്നത്. അതുപോലെ നിരവധി ജലതന്മാത്രകൾ ചേർന്ന ഒരു ജലത്തുള്ളിയ്ക്കാണ് ചില പ്രതലങ്ങളെ നനയ്ക്കാൻ കഴിയുന്നത്. അതായത് സൂക്ഷ്മതലത്തിൽ നിന്ന് സ്ഥൂലതലത്തിലേക്കെത്തുമ്പോൾ ഒരു പദാർഥത്തിന്റെ ഭൗതികസ്വഭാവങ്ങളിൽ മാറ്റം വരുന്നു. ഇതിനുള്ള കാരണമെന്തെന്ന് നിങ്ങൾ ചിന്തിച്ചിട്ടുണ്ടോ?

ജലത്തിന്റെ മൂന്നവസ്ഥകൾ നിങ്ങൾക്കറിയാമല്ലോ? ഐസും, ജലവും, നീരാവിയും H_2O തന്നെയാണ്. എന്നാൽ അവയുടെ ഭൗതികസ്വഭാവങ്ങളെല്ലാം തന്നെ തികച്ചും വ്യത്യസ്തമാണ്. ഇതിന്റെ കാരണങ്ങൾ തേടിയാൽ താപോർജം മൂലമുള്ള സൂക്ഷ്മകണങ്ങളുടെ ചലനാവസ്ഥയുടെയും, അത് അന്തർതന്മാത്രാബലങ്ങളിൽ ഉണ്ടാക്കുന്ന വ്യതിയാനങ്ങളുടെയും പരിണതഫലങ്ങളാണെന്ന് കാണാം. അതിനാൽ അന്തർ തന്മാത്രാബലങ്ങളെക്കുറിച്ചുള്ള പഠനം പ്രാധാന്യമർഹിക്കുന്നു.

5.1 അന്തർതന്മാത്രാബലങ്ങൾ (Intermolecular Forces)

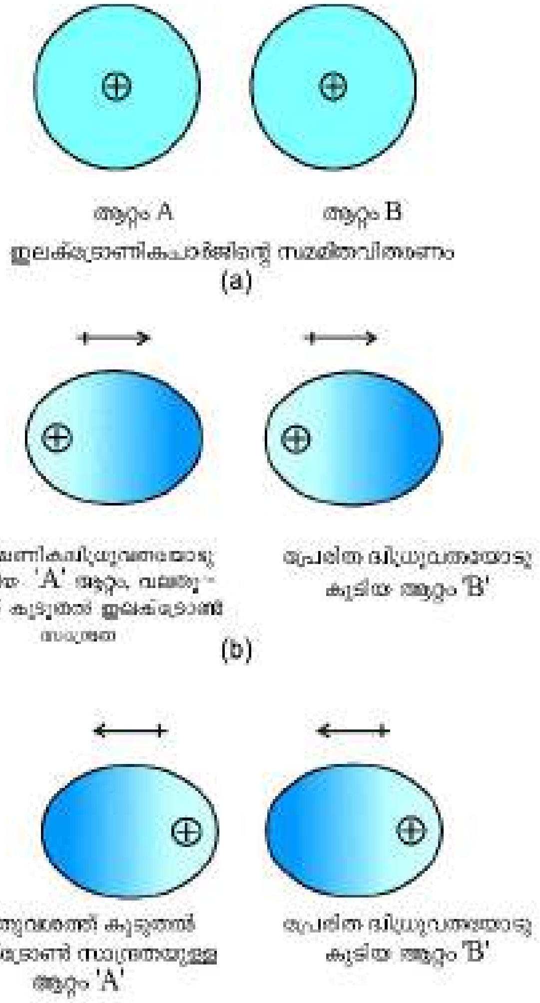
സഹസംയോജകബന്ധനം, അയോണിക ബന്ധനം എന്നീ രാസബന്ധനങ്ങളിലടങ്ങിയിരിക്കുന്ന ബലങ്ങളൊഴികെ, സൂക്ഷ്മകണങ്ങൾ (ആറ്റങ്ങൾ, തന്മാത്രകൾ) തമ്മിലുള്ള ആകർഷണ-വികർഷണബലങ്ങളെ അന്തർതന്മാത്രാബലങ്ങളെന്നു വിളിക്കാം. ഇവയിൽ അന്തർതന്മാത്രാആകർഷണബലങ്ങളെ വാൻഡർ വാൾസ് ബലങ്ങൾ എന്നുവിളിക്കുന്നു. പരിക്ഷേപണ ബലം (dispersion forces), ദ്വിധ്രുവ- ദ്വിധ്രുവബലങ്ങൾ, ദ്വിധ്രുവ-പ്രേരിത ബലങ്ങൾ എന്നിവയാണ് പ്രധാന വാൻഡെർ-വാൾസ് ബലങ്ങൾ. വളരെക്കുറച്ച് മൂലകങ്ങൾക്കു മാത്രം പങ്കെടുക്കാൻ കഴിയുന്ന ഒരു പ്രത്യേകതരത്തിലുള്ള ദ്വിധ്രുവ-ദ്വിധ്രുവ ബലമാണ് ഹൈഡ്രജൻബന്ധനം.

ഇവ കൂടാതെ, വാൻഡെർ വാൾസ് ബലങ്ങളിൽ ഉൾപ്പെടാത്ത അയോൺ-ദ്വിധ്രുവബലങ്ങൾ പോലെയുള്ളവയും പ്രധാന്യമർഹിക്കുന്ന ആകർഷണബലങ്ങളിൽപ്പെടുന്നവയാണ്. തന്മാത്രകൾ തമ്മിലുള്ള ആകർഷണബലങ്ങളെ പൊതുവെ വാൻഡെർ വാൾസ് ബലങ്ങളെന്നു വിളിക്കുന്നു. ഡച്ച് ശാസ്ത്രജ്ഞനായ ജോഹന്നസ് വാൻഡെർ-വാൾസിനോടുള്ള ആദരസൂചകമായിട്ടാണ് ഈ പേര് നൽകിയിട്ടുള്ളത്. ഈ ബലങ്ങൾ എന്തെല്ലാമാണെന്ന് പരിശോധിക്കാം.

5.1.1 പരിക്ഷേപണബലങ്ങൾ അഥവാ ലണ്ടൻബലങ്ങൾ (Dispersion Forces or London Forces)

ജർമൻ ഭൗതികശാസ്ത്രജ്ഞനായ 'ഫ്രിട്ട്സ് ലണ്ടൻ' ആണ് ഇത്തരം ബലങ്ങളെപ്പറ്റി ആദ്യം പ്രതിപാദിച്ചത്. വൈദ്യുതപരമായി ധ്രുവീകൃതമല്ലാത്ത (non polar) രണ്ട് ആറ്റങ്ങളോ തന്മാത്രകളോ അടുത്തടുത്തിരിക്കുമ്പോൾ ആകസ്മികമായി വൈദ്യുതധ്രുവീകരണം സംഭവിക്കുകയും തല്ഫലമായുണ്ടാകുന്ന താല്കാലിക വൈദ്യുത ചാർജുള്ള ആറ്റങ്ങൾ അഥവാ ധ്രുവീകൃത തന്മാത്രകൾ തമ്മിലുണ്ടാവുകയും ചെയ്യുന്ന ആകർഷണബലമാണ് ലണ്ടൻബലം. ഉദാഹരണമായി 'A', 'B' എന്നീ ആറ്റങ്ങൾ അടുത്തുവരുമ്പോൾ ലണ്ടൻബലം എങ്ങനെ സംജാതമാകുന്നുവെന്ന് താഴെത്തന്നിട്ടുള്ള ചിത്രങ്ങളിൽ നിന്ന് മനസിലാക്കാം. (ചിത്രം 5.1)

രണ്ട് തന്മാത്രകൾ തമ്മിലുള്ള പരിക്ഷേപണ ഊർജത്തിന്റെ തോത് അവ തമ്മിലുള്ള അകലത്തിന്റെ ആറാംവർഗത്തിന് (r^6) വിപരീതാനുപാതത്തിലായിരിക്കും (ഡിസ്പേർഷൻ ഊർജം $\propto \frac{1}{r^6}$). ഏകദേശം 500 pm ൽ താഴെ ദൂരത്തിലുള്ള തന്മാത്രകളുടെ കാര്യത്തിൽ മാത്രമേ ഈ ബലത്തിന് പ്രാധാന്യമുള്ളൂ. വൈദ്യുതധ്രുവീകരണത്തിന് വിധേയമാകാനുള്ള തന്മാത്രകളുടെ കഴിവിനനുസരിച്ച് (polarisability) ഈ ബലത്തിന്റെ തോതിൽ വ്യത്യാസം വരുന്നു.



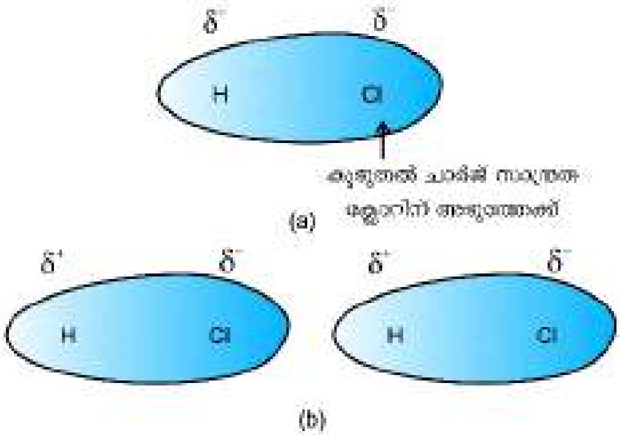
ചിത്രം 5.1: ആറ്റങ്ങൾ തമ്മിലുള്ള ഡിസ്പേർഷൻ ബലങ്ങൾ അഥവാ ലണ്ടൻ ബലങ്ങൾ

5.1.2 ദ്വിധ്രുവ-ദ്വിധ്രുവബലങ്ങൾ (Dipole - Dipole Forces)

സ്ഥിരമായി വൈദ്യുതധ്രുവീകരണം നടന്നിട്ടുള്ള തന്മാത്രകൾ (Polar molecules) തമ്മിലുള്ള ബലമാണ് ദ്വിധ്രുവ - ദ്വിധ്രുവ ബലം. ദ്വിധ്രുവങ്ങളുടെ അഗ്രങ്ങളിൽ ഭാഗിക ചാർജ് ഉണ്ട്. ഇതിനെ δ എന്ന് കാണിക്കുന്നു. ഭാഗികചാർജ് എപ്പോഴും ഒരു ഇലക്ട്രോണിന്റെ ചാർജിനേക്കാൾ (1.6×10^{-19}C) കുറവായിരിക്കും.

ഉദാഹരണമായി, HCl തന്മാത്രകൾ തമ്മിലുള്ള ദ്വിധ്രുവ-ദ്വിധ്രുവ പാരസ്പര്യം ഇപ്രകാരം ചിത്രീകരിക്കാം (ചിത്രം 5.2). തന്മാത്രകൾ തമ്മിലുള്ള അകലം

കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് ഈ ബലത്തിന്റെ തോത് കുറയുന്നു. നിശ്ചലതന്മാത്രകൾ തമ്മിലുള്ള ദ്വിധ്രുവ-ദ്വിധ്രുവ പാരസ്പര്യ ഊർജം അവ തമ്മിലുള്ള അകലത്തിന്റെ മൂന്നാം വർഗത്തിന് (r^3) വിപരീതാനുപാതത്തിൽ ആയിരിക്കും (ഖരം). കറങ്ങിക്കൊണ്ടിരിക്കുന്ന തന്മാത്രകളിൽ ഇത് അകലത്തിന്റെ ആറാം വർഗത്തിന് (r^6) വിപരീതാനുപാതത്തിൽ ആയിരിക്കും (ദ്രാവകം/വാതകം). ഈ ബലത്തിന്റെ തോത് ലണ്ടൻ ബലത്തേക്കാൾ കൂടുതലും അയോണുകൾ തമ്മിലുള്ള ആകർഷണബലത്തേക്കാൾ കുറവുമായിരിക്കും. ഇത്തരം തന്മാത്രകളിൽ ലണ്ടൻ ബലങ്ങളും ഉള്ളതിനാൽ അനുഭവപ്പെടുന്ന ആകെ അന്തർതന്മാത്രാബലം, ദ്വിധ്രുവ-ദ്വിധ്രുവ ബലത്തിന്റെയും ലണ്ടൻ ബലത്തിന്റെയും, ആകെത്തുകയായിരിക്കും.

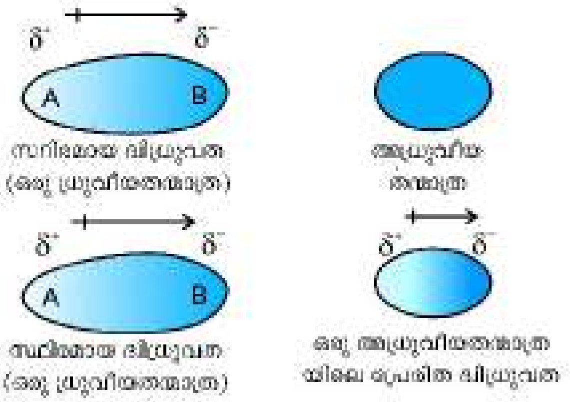


ചിത്രം 5.2: *(a)* ഒരു ധ്രുവീയതന്മാത്രയായ *HCl* – ലെ ഇലക്ട്രോൺ ചാർജ് വിതരണം *(b)* രണ്ട് *HCl* തന്മാത്രകൾ തമ്മിലുള്ള ദ്വിധ്രുവ–ദ്വിധ്രുവ പാരസ്പര്യം

5.1.3 ദ്വിധ്രുവ-പ്രേരിത ദ്വിധ്രുവ ബലങ്ങൾ (Dipole-Induced Dipole Forces)

സ്ഥിരമായി വൈദ്യുതധ്രുവീകൃതമായ ഒരു തന്മാത്രയും (ധ്രുവീയതന്മാത്ര) വൈദ്യുതധ്രുവീകൃതമല്ലാത്ത ഒരു തന്മാത്രയും (അധ്രുവീയതന്മാത്ര) തമ്മിൽ അടുത്തുവരുന്ന സാഹചര്യത്തിൽ, ധ്രുവീയ തന്മാത്രയുടെ പ്രേരണമൂലം അധ്രുവീയ തന്മാത്ര താൽക്കാലികമായി ധ്രുവീയമായി മാറുന്നു. ഇവ തമ്മിലുള്ള ആകർഷണബലമാണ് ദ്വിധ്രുവീയ–പ്രേരിത ദ്വിധ്രുവീയ ബലം. താഴെത്തന്നിട്ടുള്ള ചിത്രത്തിൽ നിന്ന് ഇത് വ്യക്തമാകും (ചിത്രം 5.3). ദ്വിധ്രുവ–പ്രേരിത ദ്വിധ്രുവ പാരസ്പര്യ ഊർജം തന്മാത്രകൾ തമ്മിലുള്ള അകലത്തിന്റെ ആറാം വർഗത്തിന് (r^6) വിപരീതാനുപാതത്തിലായിരിക്കും. അധ്രുവീയ തന്മാത്രയുടെ അധ്രുവീകരണക്ഷമത കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് ഈ ബലത്തിന്റെ തോത് കൂടും.

ഇങ്ങനെയുള്ള തന്മാത്രകളുടെ കാര്യത്തിലും ആകെ അന്തർതന്മാത്രാബലം, ലണ്ടൻ ബലത്തിന്റെയും, ദ്വിധ്രുവ-പ്രേരിത ദ്വിധ്രുവ ബലത്തിന്റെയും ആകെത്തുകയായിരിക്കും.



ചിത്രം 5.3: സ്ഥിരദ്വിധ്രുവതയും പ്രേരിതദ്വിധ്രുവതയും തമ്മിലുണ്ടാകുന്ന ദ്വിധ്രുവീയ പ്രേരിത ദ്വിധ്രുവീയ പാരസ്പര്യം

5.1.4 ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനം (Hydrogen bond)

വിദ്യുത്ഋണത കൂടിയ F, O, N എന്നീ ആറ്റങ്ങളുമായി സഹസംയോജകബന്ധനത്തിലുള്ള ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റം അതേ തന്മാത്രയുടെ മറ്റൊരു ഭാഗത്തുള്ളതോ, മറ്റൊരു തന്മാത്രയുടെ ഭാഗമായുള്ളതോ ആയ വിദ്യുത്ഋണത കൂടിയ മറ്റൊരു ആറ്റവുമായി (F, O, N) ഉണ്ടാക്കുന്ന ആകർഷണബലത്തെ ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനം എന്നുവിളിക്കാം. ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനം ഉണ്ടാകുന്നതെങ്ങനെയെന്ന് HF തന്മാത്രകൾ ഉദാഹരണമാക്കി ഇപ്രകാരം സൂചിപ്പിക്കാം.

$$\overset{\delta^+}{H}-\overset{\delta^-}{F}\cdots\overset{\delta^+}{H}-\overset{\delta^-}{F}$$

മറ്റ് അന്തർ തന്മാത്രാബലങ്ങളെ അപേക്ഷിച്ച് (2-5 kJ mol^{-1}) താരതമ്യേന ഉയർന്ന (10 kJ mol^{-1} മുതൽ 100 KJ mol^{-1} വരെ) ഊർജമുള്ള ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനം, പല സംയുക്തങ്ങളുടെയും ഘടനയും ഗുണധർമങ്ങളും നിർണയിക്കുന്നതിന് കാരണമാകുന്നു. (ഉദാ- പ്രോട്ടീനുകൾ, ന്യൂക്ലിക് അമ്ലങ്ങൾ)

അന്തർതന്മാത്രാ ആകർഷണബലങ്ങളാണ് നാം ഇതുവരെ ചർച്ചചെയ്തത്. എന്നാൽ രണ്ടുതന്മാത്രകൾ വളരെ അടുത്തെത്തിയാൽ (അടുപ്പിച്ചുനിർത്തിയാൽ) അവയുടെ ഇലക്ട്രോൺ സഞ്ചയങ്ങൾ തമ്മിലും ന്യൂക്ലിയസുകൾ തമ്മിലും ഉള്ള വികർഷണബലങ്ങൾ അനുഭവത്തിൽ വരുന്നു. തുടർന്ന്, അകലം കുറയുംതോറും ഈ വികർഷണബലങ്ങൾ വളരെ വർധിക്കുകയും

ചെയ്യുന്നു. അതിനാൽ തന്മാത്രകളെ ഒരു നിശ്ചിത പരിധിയിലധികം അടുപ്പിക്കാൻ കഴിയില്ല. ഖര-ദ്രാവകാവസ്ഥയിലുള്ള പദാർഥങ്ങളെ ഞെരുക്കിയമർത്താൻ കഴിയാത്തതിന് കാരണമിതാണ്.

5.2 താപോർജം (Thermal Energy)

ഒരു വസ്തുവിൽ അടങ്ങിയിരിക്കുന്ന ആറ്റങ്ങൾ അല്ലെങ്കിൽ തന്മാത്രകൾ പലവിധത്തിലുള്ള ചലനങ്ങൾക്ക് (കമ്പനം, സ്ഥാനാന്തരചലനം, തുടങ്ങിയവ) വിധേയമായിക്കൊണ്ടിരിക്കും. ഈ ചലനങ്ങളുടെ ഫലമായി രൂപപ്പെടുന്ന ഗതികോർജത്തിന്റെ അളവിനെ താപോർജം എന്നുവിളിക്കാം. മറ്റൊരുതരത്തിൽ വ്യാഖ്യാനിച്ചാൽ, ഒരു ദ്രവ്യഭാഗത്തിനുള്ളിലുള്ള കണികകളുടെ ചലനത്തിനുകാരണമാകുന്ന ഊർജമാണ് 'താപോർജം'. ഇപ്രകാരമുള്ള കണികാചലനത്തിന് താപചലനം എന്നു പേരു നൽകിയിരിക്കുന്നു. ഒരു പദാർഥത്തിന്റെ താപോർജം അതിന്റെ താപനിലയ്ക്ക് നേർ അനുപാതത്തിലായിരിക്കും. ഇത് പദാർഥത്തിന്റെ സൂക്ഷ്മകണങ്ങളുടെ ശരാശരി ഗതികോർജത്തിന്റെ അളവ് സൂചിപ്പിക്കുന്നു.

5.3 അന്തർ തന്മാത്രികാബലങ്ങളും താപീയ-പാരസ്പര്യങ്ങളും (Intermolecular Forces vs Thermal Interactions)

വാൻഡെർ വാൾസ് ബലങ്ങളെപ്പോലെയുള്ള അന്തർതന്മാത്രികാബലങ്ങൾ, തന്മാത്രകളെ തമ്മിൽ അടുപ്പിച്ചു നിർത്തുന്നതിന് കാരണമാകുമെന്ന് നമുക്കറിയാം. എന്നാൽ താപോർജം തന്മാത്രകളെ ചലിപ്പിക്കുന്നതിനാൽ അവ തമ്മിൽ അകലുന്നതിന് കാരണമാകുന്നു.

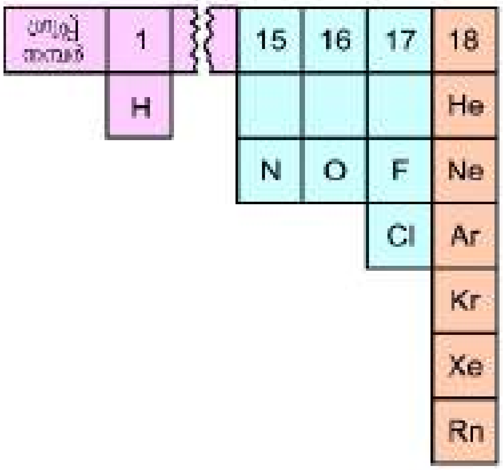
അതുകൊണ്ട് അന്തർതന്മാത്രികാബലങ്ങളുടെയും താപോർജത്തിന്റെയും (thermal energy) ഏറ്റക്കുറച്ചിലുകളാണ് ഒരു പദാർഥത്തിന്റെ മൂന്ന് അവസ്ഥകൾക്ക് കാരണം. ഉദാഹരണമായി, ഒരു പദാർഥം വാതകാവസ്ഥയിലായിരിക്കുമ്പോൾ, അന്തർതന്മാത്രികാബലങ്ങൾ വളരെ വളരെ കുറവായതിനാൽ, തന്മാത്രകൾക്ക് പരസ്പരം അടുത്തുവരാൻ കഴിയില്ല. കാരണം, ആ ഘട്ടത്തിൽ താപോർജം താരതമ്യേന കൂടുതലായിരിക്കും. എന്നാൽ താപനിലകുറഞ്ഞുവന്നാൽ, താപോർജം കുറയുകയും അന്തർതന്മാത്രികാബലങ്ങൾ കൂടുതൽ ശക്തിപ്പെട്ടുവരുകയും, പദാർഥം വാതകാവസ്ഥയിൽ നിന്ന് ക്രമേണ ദ്രാവകാവസ്ഥയിലേക്കും പിന്നീട് ഖരാവസ്ഥയിലേക്കും മാറ്റപ്പെടുകയും ചെയ്യുന്നു. ഒരു പദാർഥത്തിന്റെ മൂന്ന് അവസ്ഥകളിൽ അന്തർതന്മാത്രികാബലങ്ങളുടെയും താപോർജത്തിന്റെയും ഏറ്റക്കുറച്ചിലുകളാണ് ഇവിടെ ചിത്രീകരിച്ചിരിക്കുന്നത്.

ദ്രവ്യത്തിന്റെ മൂന്നവസ്ഥകൾ സംജാതമാകുന്നതെങ്ങനെയെന്ന് നാം മനസിലാക്കി. ഇനി നമുക്ക് വാതക, ദ്രാവക അവസ്ഥകളെപ്പറ്റി കൂടുതൽ പഠിക്കാം.

5.4 വാതകാവസ്ഥ (The Gaseous State)

ദ്രവ്യത്തിന്റെ ഏറ്റവും ലഘുവായ അവസ്ഥയാണ് വാതകാവസ്ഥ. ഭൂമിയിൽ ജീവൻ നിലനിൽക്കുന്നതിനുള്ളകാരണം തന്നെ വാതകാവസ്ഥയിലുള്ള അന്തരീക്ഷമാണ്. അന്തരീക്ഷത്തിലെ താഴ്ന്ന പാളിയായ ട്രോപോസ്ഫിയറിലാണ് നാം അധിവസിക്കുന്നത്. ഗുരുത്വാകർഷണബലമാണ് ഈ പാളിയെ ഭൂമിയോട് ചേർത്തു നിർത്തുന്നത്. അന്തരീക്ഷത്തിന്റെ ഈ നേർത്ത പാളിയാണ് അപകടകാരികളായ വികിരണങ്ങളിൽ നിന്ന് ജീവജാലങ്ങളെ സംരക്ഷിക്കുന്നത്. ഡൈഓക്സിജൻ, ഡൈനൈട്രജൻ, ജലബാഷ്പം, കാർബൺ ഡൈഓക്സൈഡ് തുടങ്ങിയ നിരവധി വസ്തുക്കൾ (വാതകങ്ങൾ) ചേർന്നതാണ് അന്തരീക്ഷം എന്ന് നമുക്കറിയാം.

ആവർത്തനപ്പട്ടിക പരിശോധിച്ചാൽ പതിനൊന്ന് മൂലകങ്ങൾ മാത്രമാണ് സാധാരണ സാഹചര്യങ്ങളിൽ, വാതകാവസ്ഥയിൽ നിലനിൽക്കുന്നതെന്നു കാണാം.



ചിത്രം 5.4: വാതകാവസ്ഥയിൽ സ്ഥിതി ചെയ്യുന്ന 11 മൂലകങ്ങൾ

സാധാരണതാപനിലയിലും മർദത്തിലും വാതകങ്ങൾ എങ്ങനെ പെരുമാറുന്നുവെന്ന് അപഗ്രഥിക്കേണ്ടതുണ്ട്. വാതകാവസ്ഥയിലുള്ള പദാർഥങ്ങൾ പ്രകടിപ്പിക്കുന്ന ചില പ്രത്യേക ഭൗതികഗുണങ്ങൾ ചുവടെ ചേർക്കുന്നു.

- വാതകങ്ങളെ വളരെയധികം അമർത്തി ഞെരുക്കാൻ കഴിയും.
- വാതകങ്ങൾ എല്ലാദിശയിലേക്കും ഒരുപോലെ മർദം ചെലുത്തുന്നു.
- ഒരു പദാർഥത്തിന് സാന്ദ്രത ഏറ്റവും കുറഞ്ഞ അവസ്ഥയാണ് വാതകാവസ്ഥ (ഖര-ദ്രാവകാവസ്ഥകളെ അപേക്ഷിച്ച്)
- വാതകത്തിന് നിശ്ചിത ആകൃതിയോ നിശ്ചിതവ്യാപ്തമോ ഇല്ല. അത് ഉൾക്കൊള്ളുന്ന പാത്രത്തിന്റെ ആകൃതിയും വ്യാപ്തവും സ്വീകരിക്കുന്നു.
- വാതകങ്ങൾ ഏതനുപാതത്തിൽ കലർത്തിയാലും, പുറമേനിന്നുള്ള സഹായമില്ലാതെതന്നെ അവ പൂർണമായും കൂടിക്കലർന്ന് ഏകാത്മകമിശ്രിതമായിമാറുന്നു.

വാതകങ്ങളിൽ തന്മാത്രകൾ തമ്മിലുള്ള ആകർഷണബലം നാമമാത്രമാണ്. പല ശാസ്ത്രജ്ഞന്മാരും പരീക്ഷണ-നിരീക്ഷണങ്ങളുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ വാതകങ്ങളുടെ പൊതുസ്വഭാവങ്ങൾ വിശദീകരിക്കുവാൻ ശ്രമിച്ചിട്ടുണ്ട്. തത്ഫലമായി അളന്നു തിട്ടപ്പെടുത്താൻ കഴിയുന്ന സ്വഭാവഗുണങ്ങളായ മർദം, വ്യാപ്തം, താപനില, മാസ് എന്നിവയെ അടിസ്ഥാനമാക്കി വാതകനിയമങ്ങൾ ആവിഷ്കരിക്കപ്പെട്ടു. വാതകനിയമങ്ങൾ വിശദമായി പരിശോധിക്കാം.

5.5 വാതക നിയമങ്ങൾ (The Gas Laws)

ഇന്നു നാം പഠിക്കുന്ന വാതകനിയമങ്ങൾ നിരവധി നൂറ്റാണ്ടുകൾ നീണ്ട ഗവേഷണങ്ങളുടെ പരിണതഫലങ്ങളാണ്. 1662 ൽ ആംഗ്ലോ-ഐറിഷ് ശാസ്ത്രജ്ഞനായ റോബർട്ട് ബോയിൽ ആണ് ആദ്യമായി വാതകങ്ങളുടെ ഭൗതികഗുണങ്ങൾ, അംഗീകരിക്കത്തക്ക നിലയിൽ അളന്ന് തിട്ടപ്പെടുത്തിയത്. തുടർന്ന് അദ്ദേഹം ആവിഷ്കരിച്ച വാതകനിയമമാണ് 'ബോയിൽ നിയമം' എന്നറിയപ്പെടുന്നത്. പിൽക്കാലത്ത് ഉഷ്ണവായു നിറച്ച ബലൂൺ പറത്തലിൽനിന്ന് പ്രചോദനം ഉൾക്കൊണ്ട്, ജാക്വിസ് ചാൾസ്, ജോസഫ് ലൂയിസ് ഗേ ലൂസാക് എന്നിവർ മറ്റു വാതകനിയമങ്ങൾ ആവിഷ്കരിച്ചു. അവൊഗാഡ്രോ തുടങ്ങിയ ശാസ്ത്രജ്ഞന്മാരും ഈ മേഖലയിൽ ഗണ്യമായ സംഭാവന നൽകി.

5.5.1 ബോയിൽ നിയമം (Boyle's Law (മർദ-വ്യാപ്തബന്ധം)

"താപനില സ്ഥിരമായിരിക്കുമ്പോൾ ഒരു നിശ്ചിത അളവ് (മോൾസംഖ്യ) വാതകത്തിന്റെ മർദം, വ്യാപ്തത്തിന് വിപരീതാനുപാതത്തിലായിരിക്കും." ഇതാണ് ബോയിൽ നിയമം. ഈ പ്രസ്താവന ഗണിതരൂപത്തിലാക്കിയാൽ,

$p \propto \frac{1}{V}$ (സ്ഥിരമായ താപനിലയിലും മോളുകളുടെ എണ്ണത്തിലും) (5.1)

$$\Rightarrow \quad p = k_1 \frac{1}{V} \tag{5.2}$$

അഥവാ $pV = k_1$ (5.3)

ഇവിടെ 'p' എന്നത് മർദവും, 'V' എന്നത് വ്യാപ്തവും 'k_1'. സ്ഥിരസംഖ്യയുമാകുന്നു. k_1 ന്റെ മൂല്യം വാതകത്തിന്റെ അളവ്, താപനില, p യുടെയും V യുടെയും ഏകകങ്ങൾ എന്നിവയെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു.

സമവാക്യം (5.3) പ്രകാരം, താപനില സ്ഥിരമായിരിക്കുമ്പോൾ ഒരു നിശ്ചിത അളവ് വാതകത്തിന്റെ മർദവും വ്യാപ്തവും തമ്മിലുള്ള ഗുണനഫലം ഒരു സ്ഥിരസംഖ്യയായിരിക്കും.

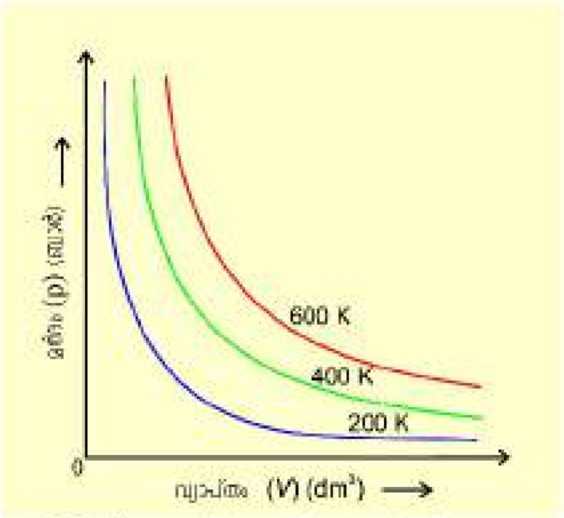
സ്ഥിരതാപനിലയിലുള്ള നിശ്ചിത അളവ് വാതകത്തിന്റെ വ്യാപ്തം V_1 ഉം മർദം p_1 ഉം ആണെന്നു കരുതുക. ഇതിന്റെ വ്യാപ്തം കൂട്ടി V_2 ൽ എത്തുമ്പോൾ മർദം p_2, ആയിമാറുന്നു. അങ്ങനെയെങ്കിൽ ബോയിൽ നിയമമനുസരിച്ച് :

$$p_1V_1 = p_2V_2 = \text{ഒരു സ്ഥിരസംഖ്യ} \tag{5.4}$$

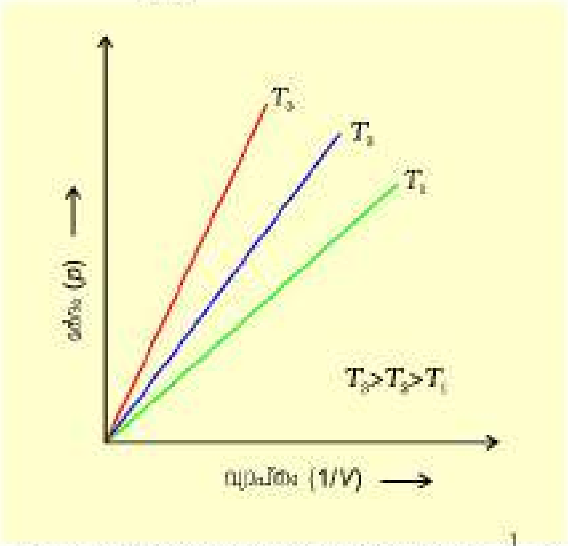
അഥവാ

$$\Rightarrow \frac{p_1}{p_2} = \frac{V_2}{V_1} \tag{5.5}$$

ഒരു നിശ്ചിത അളവ് വാതകത്തിന്റെ മർദവും വ്യാപ്തവും പരസ്പരം എങ്ങനെ ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നുവെന്ന് ബോയിൽ നിയമത്തിന്റെ ഗ്രാഫുകളിൽ നിന്ന് വളരെ എളുപ്പം മനസിലാക്കുവാൻ കഴിയും. P-V ഗ്രാഫ് (ചിത്രം 5.5(a)), $P - \frac{1}{V}$ ഗ്രാഫ് (ചിത്രം 5.5(b)) എന്നിവ ചുവടെ ചേർക്കുന്നു.



ചിത്രം 5.5:*(a)* വ്യത്യസ്ത ഊഷ്മാവുകളിൽ ഒരു വാതകത്തിന്റെ മർദവും *(p)* വ്യാപ്തവും *(V)* തമ്മിലുള്ള ഗ്രാഫ്



ചിത്രം 5.5 *(b)* ഒരു വാതകത്തിന്റെ മർദം *(p)* ഉം $\frac{1}{V}$ ഉം തമ്മിലുള്ള ഗ്രാഫ്

മുകളിൽ തന്നിട്ടുള്ള രണ്ടു ചിത്രത്തിലും കാണുന്ന വക്രങ്ങൾ *(curves)* വ്യത്യസ്തമായ ഓരോ സ്ഥിരതാപ നിലകളെ സൂചിപ്പിക്കുന്നവയാണ്. ഇങ്ങനെ ഒരു നിശ്ചിതതാപനിലയിൽ വരയ്ക്കുന്ന വക്രങ്ങളെ 'സമതാപിവക്രം' *(isotherm)* എന്നുവിളിക്കുന്നു. ഓരോന്നിലും മുകളിലുള്ള വക്രങ്ങൾ കൂടിയ താപനിലയിലുള്ളവയാണ്. രണ്ടുഗ്രാഫുകളിലും മർദം വർധിക്കുന്നതിനനുസരിച്ച് വ്യാപ്തം കുറയുന്നുവെന്ന് മനസിലാക്കാം. *300K* ൽ *0.09* മോൾ CO_2-ന്റെ വ്യാപ്തത്തിൽ മർദം ഉണ്ടാക്കുന്ന വ്യതിയാനങ്ങൾ പട്ടിക 5.1 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. മർദം പകുതിയാകുമ്പോൾ വ്യാപ്തം ഇരട്ടിയാകുന്നത് ശ്രദ്ധിക്കൂ.

ഒരു നിശ്ചിതമാസ് വാതകത്തിന്റെ വ്യാപ്തം കുറഞ്ഞാൽ സാന്ദ്രത കൂടുന്നു. അതായത് മർദം കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് വാതകത്തിന്റെ സാന്ദ്രത കൂടുന്നു.

സാന്ദ്രത, $d = \frac{m}{V}$ (m = മാസ്, V = വ്യാപ്തം)

ബോയിൽ നിയമമനുസരിച്ച് $P = \frac{k_1}{V}$

$$\therefore V = \frac{k}{P}$$

അതായത് $d = \left(\frac{m}{k_1}\right) p = k'p$

അഥവാ, $d \propto P$

ഇതിൽനിന്ന് ബോയിൽ നിയമത്തെ, 'സ്ഥിരതാപനിലയിൽ ഒരു നിശ്ചിതമാസ് വാതകത്തിന്റെ സാന്ദ്രത മർദത്തിന് നേർ അനുപാതത്തിലായിരിക്കും', എന്നും പ്രസ്താവിക്കാം.

Table 5.1 300 കെൽവിനിൽ 0.09 മോൾ CO_2 ന്റെ വ്യാപ്തത്തിൽ മർദത്തിന്റെ സ്വാധീനം

മർദം/10^4 Pa	വ്യാപ്തം/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

ചോദ്യം 5.1

ഒരു നിശ്ചിത താപനിലയിൽ ഹൈഡ്രജൻ വാതകം നിറച്ച ഒരു ബലൂണിന്റെ മർദം 0.2 bar നേക്കാൾ കൂടുതലായാൽ അത് പൊട്ടിപ്പോകും. 1 bar മർദത്തിൽ ആ വാതകത്തിന്റെ വ്യാപ്തം 2.27L ആണെങ്കിൽ, എത്ര വ്യാപ്തം എത്തുന്നതു വരെ ആ ബലൂണിന്റെ വലിപ്പം കൂട്ടാൻ കഴിയും?

ഉത്തരം:

ബോയിൽ നിയമമനുസരിച്ച്, $p_1V_1 = p_2V_2$

p_1 =1bar ആണെങ്കിൽ

V_1 = 2.27 L

ബലൂണിന് താങ്ങാൻ കഴിയുന്ന ഉയർന്ന മർദം, p_2 = 0.2 bar എന്നു കരുതിയാൽ, ബലൂണിന് ആർജിക്കാൻ കഴിയുന്ന പരമാവധി വ്യാപ്തം,

$$V_2 = \frac{p_1V_1}{p_2}$$

$$\Rightarrow V_2 = \frac{1\ \text{bar} \times 2.27\ \text{L}}{0.2\ \text{bar}} = 11.35\ \text{L}$$

മർദം 0.2 ബാർ-നേക്കാൾ കൂടുതലായാൽ ബലൂൺ പൊട്ടുമെന്നതിനാൽ അതിന്റെ വ്യാപ്തം തീർച്ചയായും 11.35 L ൽ താഴെയായിരിക്കും.

5.5.2 ചാൾസ് നിയമം (Charles' Law (താപനില-വ്യാപ്തബന്ധം))

ഉഷ്ണവായു നിറച്ച ബലൂൺസാങ്കേതികവിദ്യ പരിഷ്കരിക്കുന്നതിനായി ചാൾസ്, ഗേ ലൂസാക് എന്നിവർ പല പരീക്ഷണങ്ങളും വെവ്വേറെ നടത്തുകയുണ്ടായി. അവരുടെ നിരീക്ഷണങ്ങളിൽ നിന്ന്, ഒരു നിശ്ചിത മർദവും മാസും ഉള്ള വാതകത്തിന്റെ താപനില ഉയരുന്നതിനനുസരിച്ച്, വ്യാപ്തം വർധിക്കുന്നതായും താപനില കുറയുന്നതിനനുസരിച്ച് വ്യാപ്തം കുറയുന്നതായും കണ്ടെത്തി. കുറച്ചുകൂടി വ്യക്തമായി പറഞ്ഞാൽ, ഒരു വാതകത്തിന്റെ താപനില ഓരോ ഡിഗ്രി കൂടുമ്പോഴും അതിന്റെ വ്യാപ്തം, 0°c - ലുള്ള വ്യാപ്തത്തിന്റെ 273.15 ൽ ഒരു ഭാഗം കൂടുന്നതായി കണ്ടു. അതായത് 0°c ലും, t°c ലും ഒരു നിശ്ചിതമാസ് വാതകത്തിന്റെ വ്യാപ്തങ്ങൾ യഥാക്രമം V_0 ഉം V_t ഉം ആയാൽ,

$$V_t = V_0 + \frac{t}{273.15} V_0$$

$$\Rightarrow V_t = V_0\left(1 + \frac{t}{273.15}\right)$$

$$\Rightarrow V_t = V_0\left(\frac{273.15 + t}{273.15}\right) \quad (5.6)$$

ഇവിടെ 273.15 + t = T എന്നും, 273.15 = T_0 എന്നും കണക്കാക്കിയാൽ, താപനിലയുടെ ഒരു പുതിയ തോത് ആവിർഭവിക്കുന്നതായി കാണാം. ആ തോതിനെ കെൽവിൻ സ്കെയിൽ അഥവാ അബ്സല്യൂട്ട് സ്കെയിൽ അഥവാ തെർമോഡൈനാമിക് സ്കെയിൽ എന്നു വിളിക്കുന്നു.

ഈ തോതനുസരിച്ച് സമവാക്യം (5.6) പരിഷ്കരിച്ചാൽ

$$V_t = V_0\left(\frac{T_t}{T_0}\right)$$

$$\Rightarrow \frac{V_t}{V_0} = \frac{T_t}{T_0} \quad (5.7)$$

ഈ സമവാക്യത്തെ ഒരു പൊതുരൂപത്തിലേക്കു മാറ്റിയാൽ, $\frac{V_2}{V_1} = \frac{T_2}{T_1}$ (5.8)

എന്നെഴുതാം.

$$\Rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$ അഥവാ

$$\Rightarrow \frac{V}{T} = k_2$$ സ്ഥിരസംഖ്യ (5.9)

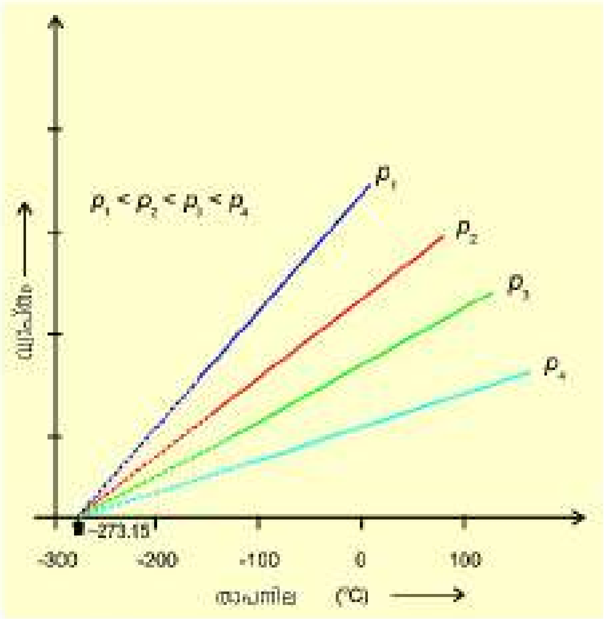
അല്ലെങ്കിൽ $V = k_2 T$ (5.10)

k_2 ന്റെ മൂല്യം വാതകത്തിന്റെ അളവ്, മർദം, V യുടെ ഏകകങ്ങൾ എന്നിവയെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു.

ഈ സമവാക്യമാണ് ചാൾസ്നിയമത്തിന്റെ ഗണിത രൂപം. അതായത് ചാൾസ്നിയമം ഇപ്രകാരം പ്രസ്താവിക്കാം:

മർദം സ്ഥിരമായിരുന്നാൽ ഒരു നിശ്ചിതമാസ് വാതകത്തിന്റെ വ്യാപ്തം അതിന്റെ കേവലതാപനിലയ്ക്ക് നേർ അനുപാതത്തിലായിരിക്കും.

ചാൾസ്നിയമമനുസരിച്ച് ഒരു വാതകത്തിന്റെ വ്യാപ്തം - താപനില ഗ്രാഫ് എങ്ങനെയെന്ന് താഴെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു (ചിത്രം 5.6).



ചിത്രം 5.6: വ്യാപ്തവും താപനില (°C) യും തമ്മിലുള്ള ഗ്രാഫ്

മുകളിലെ ഗ്രാഫിൽ, ഓരോ നേർരേഖയും ഓരോ നിശ്ചിതമർദത്തിലെ, വ്യാപ്തം-താപനില ബന്ധം സൂചിപ്പിക്കുന്നു. ഇവയെ സമമർദവക്രം (isobar) എന്നുവിളിക്കുന്നു. ആ ഐസോബാറുകളെ താപനിലയുടെ അക്ഷത്തിലേക്ക് ദീർഘിപ്പിച്ചാൽ – 273.15°c ൽ കൂട്ടിമുട്ടുന്നതുകാണാം. ഈ താപനിലയിൽ വാതകവ്യാപ്തം സാങ്കേതികമായി പൂജ്യമാണ്. ഇപ്രകാരം, ഏതൊരു വാതകത്തിന്റെയും വ്യാപ്തം സൈദ്ധാന്തികമായി പൂജ്യത്തിലേക്ക് എത്തിച്ചേരുമെന്ന് കരുതുന്ന താപനിലയെ (– 273.15°c) 'അബ്സല്യൂട്ട് സീറോ' എന്നു വിളിക്കുന്നു. യഥാർഥത്തിൽ എല്ലാ വാതകങ്ങളും ഈ താപനിലയിൽ എത്തുന്നതിന് മുൻപ് ദ്രാവകമായി മാറും.

ചോദ്യം 5.2

23.4°C, ൽ ഒരു ബലൂണിൽ 2 L വാതകം നിറയ്ക്കുന്നു. അതിന്റെ താപനില 26.1°C ലേക്കെത്തിയാൽ (സ്ഥിരമർദത്തിൽ) വാതകത്തിന്റെ (ബലൂണിന്റെ) പുതിയ വ്യാപ്തം എത്ര?

ഉത്തരം:

$V_1 = 2\text{ L}$ $\qquad T_2 = 26.1 + 273$

$T_1 = (23.4 + 273)\text{ K}$ $\qquad = 299.1\text{ K}$

$= 296.4\text{ K}$

ചാൾസ് നിയമമനുസരിച്ച്

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\Rightarrow V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1}$$

$$\Rightarrow V_2 = \frac{2\text{ L} \times 299.1\text{ K}}{296.4\text{ K}}$$

$= 2\text{ L} \times 1.009$

$= 2.018\text{ L}$

ബലൂണിന്റെ പുതിയ വ്യാപ്തം = 2.018 L

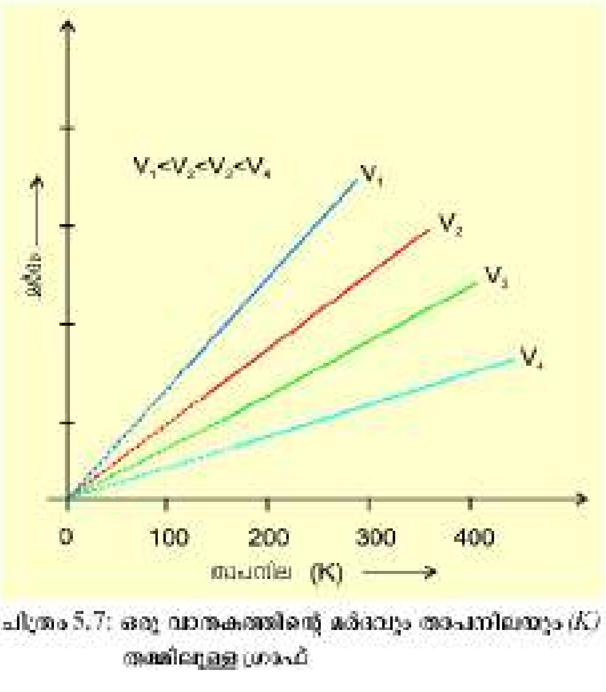
5.5.3 ഗേ ലൂസാക് നിയമം (Gay Lussac's Law (മർദ-താപബന്ധം)

വാതകങ്ങളുടെ മർദവും താപനിലയും തമ്മിലുള്ള ബന്ധത്തെക്കുറിച്ച് ആദ്യമായി വിശദീകരിച്ചത് ജോസഫ് ഗേ ലൂസാക് ആണ്. ഗേ ലൂസാക് നിയമപ്രകാരം ഒരു നിശ്ചിതമാസ് വാതകത്തിന്റെ വ്യാപ്തം സ്ഥിരമായിരുന്നാൽ അതിന്റെ മർദം അബ്സല്യൂട്ട് സ്കെയിലിൽ താപനിലയ്ക്ക് നേർ അനുപാതത്തിലായിരിക്കും. ഗണിതരൂപത്തിൽ പറഞ്ഞാൽ.

$$p \propto T$$

$$\Rightarrow \frac{p}{T} = k_3 \text{ സ്ഥിരസംഖ്യ}$$

ബോയിൽ നിയമം, ചാൾസ് നിയമം എന്നിവയിൽ നിന്ന് ഈ ബന്ധം ഉണ്ടാക്കിയെടുക്കാൻ സാധിക്കും. സ്ഥിരമോളാർവ്യാപ്തത്തിൽ മർദവും താപനിലയും (കെൽവിൻ സ്കെയിലിൽ) തമ്മിൽ ചേർത്തുവരച്ചാൽ കിട്ടുന്ന ഗ്രാഫുകൾ ചിത്രം 5.7 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു



ചിത്രം 5.7: ഒരു വാതകത്തിന്റെ മർദവും താപനിലയും (K) തമ്മിലുള്ള ഗ്രാഫ്

ഈ ഗ്രാഫിലെ ഓരോ നേർരേഖയെയും സമവ്യാപ്ത വക്രം (*isochore*) എന്നു വിളിക്കുന്നു.

5.5.4 അവോഗാഡ്രോ നിയമം (Avogadro Law (വ്യാപ്ത–മോൾ ബന്ധം)

ഡാൾട്ടന്റെ അറ്റോമിക സിദ്ധാന്തം, ഗേ ലൂസാക്കിന്റെ വ്യാപ്തസംയോജകനിയമം എന്നിവയുടെ സാരാംശങ്ങൾ സംയോജിപ്പിച്ചുകൊണ്ട് 1811 ൽ ഇറ്റാലിയൻ ശാസ്ത്രജ്ഞനായ അമെദിയോ അവോഗാഡ്രോ മുന്നോട്ടുവച്ച നിയമമാണ് അവോഗാഡ്രോ നിയമം എന്നറിയപ്പെടുന്നത്. ഇത് ഇപ്രകാരം പ്രസ്താവിക്കാം:

"ഒരേ താപനിലയിലും മർദത്തിലും സ്ഥിതിചെയ്യുന്ന തുല്യവ്യാപ്തം വാതകങ്ങളിൽ ഉള്ള തന്മാത്രകളുടെ എണ്ണം തുല്യമായിരിക്കും"

മറ്റൊരുതരത്തിൽ പറഞ്ഞാൽ, താപനിലയും മർദവും സ്ഥിരമായിരിക്കുമ്പോൾ ഒരു വാതകത്തിന്റെ വ്യാപ്തം അതിലുള്ള തന്മാത്രകളുടെ എണ്ണത്തിന് അഥവാ പദാർഥത്തിന്റെ അളവിന് അഥവാ മോൾ സംഖ്യയ്ക്ക് നേർ അനുപാതത്തിലായിരിക്കും.

അതായത്, $V \propto n$ (V – വ്യാപ്തം, n – മോൾസംഖ്യ)

$\Rightarrow V = k_4 n$ (K_4 – സ്ഥിരസംഖ്യ)   (5.11)

ഒരു മോൾവാതകത്തിലടങ്ങിയിട്ടുള്ള തന്മാത്രകളുടെ എണ്ണം കണ്ടുപിടിച്ചിട്ടുണ്ട്. ഇത് 6.022×10^{23} ആണ്. ഈ സംഖ്യയെ അവോഗാഡ്രോ സ്ഥിരാങ്കം എന്ന് വിളിക്കുന്നു.

താപനിലയും മർദവും സ്ഥിരമായിരിക്കുന്ന അവസ്ഥയിൽ തുല്യവ്യാപ്തം വാതകങ്ങളിലുള്ള തന്മാത്രകളുടെ എണ്ണം തുല്യമായതുകൊണ്ട്, തുല്യ എണ്ണം തന്മാത്രകളടങ്ങിയ വാതകങ്ങളുടെ വ്യാപ്തവും തുല്യമായിരിക്കും. ഏതൊരു വാതകത്തിന്റെയും ഒരു മോളിന്റെ വ്യാപ്തത്തെ മോളാർവ്യാപ്തം എന്നുവിളിക്കുന്നു. ഇത് 6.022×10^{23} തന്മാത്രകളുടെ വ്യാപ്തമാണ്. മോളാർവ്യാപ്തം ഒരു നിശ്ചിതതാപനിലയിലും മർദത്തിലും എല്ലാ വാതകങ്ങൾക്കു തുല്യമായിരിക്കും എന്ന് വ്യക്തമാണല്ലോ. ഇത് കണക്കാക്കുന്നത് STP യിൽ ആണെങ്കിൽ അതിനെ സ്റ്റാൻഡേർഡ് മോളാർ വ്യാപ്തം എന്നുവിളിക്കുന്നു.

[STP : 273.15K (താപനില), 1 bar (മർദം) = 10^5pa]

(ഇവ യഥാക്രമം ജലത്തിന്റെ ഖരാങ്കം, സമുദ്രനിരപ്പിലെ അന്തരീക്ഷമർദം എന്നിവയ്ക്ക് തുല്യമാണ്.)

ഒരു ആദർശവാതകത്തിന്റെ അഥവാ ഒരു കൂട്ടം ആദർശവാതകങ്ങളുടെ സ്റ്റാൻഡേർഡ് മോളാർ വ്യാപ്തം ഏകദേശം **22.71098 L mol^{-1}** ആണ്

പട്ടിക.5.2 273.15 K യും 1 ബാർ മർദത്തിലും (STP) ഉള്ള ചില വാതകങ്ങളുടെ മോളാർ വ്യാപ്തങ്ങൾ (L/mol)

ആർഗൺ	22.37
കാർബൺഡയോക്സൈഡ്	22.54
നൈട്രജൻ	22.69
ഓക്സിജൻ	22.69
ഹൈഡ്രജൻ	22.72
ആദർശവാതകം	22.71

'*m*' ഗ്രാം മാസുള്ള ഒരു വാതകത്തിന്റെ മോളാർ മാസ് *M* ഗ്രാം/മോൾ ആയാൽ, അതിലടങ്ങിയിട്ടുള്ള

മോളുകളുടെ എണ്ണം, $n = \frac{m}{M}$ ആയിരിക്കും   (5.12)

അങ്ങനെയെങ്കിൽ സമവാക്യം 5.11 ഇപ്രകാരം എഴുതാം:

$$V = k_4 \frac{m}{M} \tag{5.13}$$

അഥവാ, $M = k_4 \frac{m}{V}$

$$= k_4 d \quad \left(\because d = \frac{m}{V}\right) \tag{5.14}$$

അതായത് ഒരു വാതകത്തിന്റെ സാന്ദ്രത '*d*', നിശ്ചിതതാപനിലയിലും മർദത്തിലും, മോളാർമാസിന് നേർ അനുപാതത്തിലായിരിക്കും.

5.6 ആദർശവാതകസമവാക്യം (IDEAL GAS EQUATION)

ഏതു സാഹചര്യത്തിലും ബോയ്ൽ നിയമം, ചാൾസ് നിയമം, അവോഗാഡ്രോ നിയമം എന്നിവ കൃത്യമായി അനുസരിക്കുന്ന വാതകത്തെ ആദർശവാതകം എന്നു വിളിക്കുന്നു. ആദർശവാതകം എന്നത് ഒരു സങ്കല്പമാണ്. ഒരു ആദർശവാതകത്തിൽ തന്മാത്രകൾ തമ്മിൽ യാതൊരു വിധത്തിലുള്ള ആകർഷണബലവും ഇല്ല എന്ന് അനുമാനിക്കാം. ഇനി നമുക്ക് ആദർശവാതകസമവാക്യം രൂപീകരിക്കുന്നതെങ്ങനെയെന്ന് നോക്കാം.

ബോയ്ൽ നിയമം, ചാൾസ് നിയമം, അവോഗാഡ്രോ നിയമം എന്നിവ സംയോജിപ്പിക്കുമ്പോഴാണ് ആദർശവാതകസമവാക്യം ലഭ്യമാകുന്നത്.

ബോയിൽ നിയമം ; $V \propto \frac{1}{p}$ (T, n എന്നിവ സ്ഥിരമാണ്)

ചാൾസ് നിയമം ; $V \propto T$ (P, n എന്നിവ സ്ഥിരമാണ്)

അവോഗാഡ്രോ നിയമം; $V \propto n$ (P, T എന്നിവ സ്ഥിരമാണ്)

ഇവ മൂന്നും കൂടി ചേർത്താൽ,

$$V \propto \frac{nT}{p} \qquad (5.15)$$

ഇത് സമവാക്യരൂപത്തിലാക്കിയാൽ,

$$\Rightarrow \quad V = R\frac{nT}{p}, (R - \text{സ്ഥിരസംഖ്യ}) \qquad (5.16)$$

സമവാക്യം 5.16 നെ ക്രമപ്പെടുത്തിയാൽ,

$$pV = n\,RT \qquad (5.17)$$

ഇതാണ് **ആദർശവാതകസമവാക്യം**. ഇവിടെ ചേർത്തിട്ടുള്ള R - എന്ന സ്ഥിരസംഖ്യ **സാർവത്രിക വാതക സ്ഥിരാങ്കം (Universal Gas Constant)** എന്നറിയപ്പെടുന്നു. ഇതനുസരിച്ച് 'n' മോൾ ഏതു വാതകത്തിന്റെയും വ്യാപ്തം $V = \frac{nRT}{p}$ യാണ്. വാതകങ്ങൾ ആദർശസ്വഭാവം കാണിക്കുന്ന അവസരങ്ങളിൽ ഈ സമവാക്യം ഉപയോഗിക്കാം.

$$R = \frac{pV}{nT} \qquad (5.18)$$

STP യിൽ (273.15 K, 1 bar മർദം) സ്ഥിതിചെയ്യുന്ന ഒരു മോൾ ആദർശവാതകത്തിന്റെ വ്യാപ്തം 22.710981L mol^{-1} ആണെന്ന് നമുക്കറിയാം. സമവാക്യം 5.18 ൽ ഈ മൂല്യങ്ങൾ കൊടുത്താൽ ഒരു മോൾ ആദർശസമവാക്യത്തിന് R ന്റെ മൂല്യം നമുക്ക് താഴെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന രീതിയിൽ കണക്കാക്കാം.

$$R = \frac{(10^5\,Pa)(22.71 \times 10^{-3}\,m^3)}{(1\,mol)(273.15\,K)}$$

$$= 8.314\ Pa\,m^3\,K^{-1}\,mol^{-1}$$

$$= 8.314 \times 10^{-2}\ bar\,L\,K^{-1}\,mol^{-1}$$

$$= 8.314\ J\,K^{-1}\,mol^{-1}$$

മുൻപ് ഉപയോഗിച്ചിരുന്ന STP സാഹചര്യങ്ങളിൽ (0°C, 1atm മർദം), R ന്റെ മൂല്യം 8.20578×10^{-2} L $atmK^{-1}\,mol^{-1}$ ആണ്. നാല് ചരങ്ങൾ തമ്മിലുള്ള ബന്ധം കാണിക്കുന്ന സമവാക്യമാണ് ആദർശവാതക സമവാക്യം. ഏതൊരു വാതകത്തിന്റെയും അവസ്ഥയെ അത് വിശദീകരിക്കുന്നു. അതുകൊണ്ട് ഇത് അവസ്ഥാ സമവാക്യം (expansion of state) എന്നറിയപ്പെടുന്നു.

ഒരു നിശ്ചിത അളവ് (n സ്ഥിരമാണ്) ആദർശവാതകത്തിന്റെ മർദം, വ്യാപ്തം, താപനില എന്നിവ യഥാക്രമം P_1, V_1, T_1 എന്നിവയിൽ നിന്ന് P_2, V_2, T_2 എന്നിവയിലേക്ക് മാറിയാൽ ആദർശവാതക സമവാക്യമനുസരിച്ച്,

$$\frac{p_1V_1}{T_1} = nR \quad ; \quad \frac{p_2V_2}{T_2} = nR$$

$$\Rightarrow \quad \frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2} \qquad (5.19)$$

ഈ സമവാക്യത്തിലെ ഏതെങ്കിലും അഞ്ച് വിലകൾ അറിയാമെങ്കിൽ ആറാമത്തേത് കണ്ടുപിടിക്കാൻ കഴിയും. അതിനാൽ ഈ സമവാക്യം വളരെ ഉപയോഗപ്രദമാണ്. ഈ സമവാക്യം **സംയോജിതവാതക നിയമം (Combined gas law)** എന്നും അറിയപ്പെടുന്നു.

ചോദ്യം 5.3

25°C ലും 760 mm of Hg മർദത്തിലും സ്ഥിതിചെയ്യുന്ന ഒരു വാതകത്തിന്റെ വ്യാപ്തം 600 mL ആണ്. എന്നാൽ ഇതിന്റെ താപനില 10°C ലേക്ക് താഴ്ത്തുകയും വ്യാപ്തം 640 mL ആവുകയും ചെയ്താൽ മർദം എത്രയാണെന്ന് കണക്കാക്കുക?

ഉത്തരം:

p_1 = 760 mm Hg, V_1 = 600 mL

T_1 = 25 + 273 = 298 K

V_2 = 640 mL, T_2 = 10 + 273 = 283 K

സംയോജിതവാതക നിയമപ്രകാരം,

$$\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2}$$

$$\Rightarrow p_2 = \frac{p_1V_1T_2}{T_1V_2}$$

$$\Rightarrow p_2 = \frac{(760\,mm\ Hg) \times (600\,mL) \times (283\,K)}{(640\,mL) \times (298\,K)}$$

= 676.6 mm Hg

5.6.1 വാതകാവസ്ഥയിലുള്ള പദാർഥത്തിന്റെ സാന്ദ്രതയും മോളാർമാസും തമ്മിലുള്ള ബന്ധം (Density and Molar Mass of a Gaseous Substance)

ആദർശവാതകസമവാക്യം

$pV = nRT$ യെ

പുനഃക്രമീകരിച്ച് ഇപ്രകാരം എഴുതാം:

$$\frac{n}{V} = \frac{p}{RT}$$

$n = \frac{m}{M}$, ആയതിനാൽ

$$\frac{m}{MV} = \frac{p}{RT} \qquad (5.20)$$

$\frac{m}{V} = d$, (സാന്ദ്രത) എന്നതിനെ സമവാക്യം 5.20 ൽ ആദേശം ചെയ്താൽ,

$$\frac{d}{M} = \frac{p}{RT} \qquad (5.21)$$

അഥവാ $M = \frac{d\,RT}{p}$ (5.22)

5.6.2 ഡാൾട്ടന്റെ ഭാഗികമർദനിയമം (Dalton's Law of Partial Pressures)

ജോൺ ഡാൾട്ടൺ എന്ന ശാസ്ത്രജ്ഞൻ, 1801 ൽ ആണ് ഈ നിയമം ആവിഷ്കരിച്ചത്. ഈ നിയമം ഇപ്രകാരം പ്രസ്താവിക്കാം. **"പരസ്പരം രാസപ്രവർത്തനത്തിലേർപ്പെടാത്ത രണ്ടോ അതിലധികമോ വാതകപദാർഥങ്ങളുടെ മിശ്രിതത്തിന്റെ ആകെ മർദം അതിലെ ഘടകവാതകങ്ങളുടെ ഭാഗികമർദങ്ങളുടെ ആകെത്തുകയായിരിക്കും."**

അതായത് p_1, p_2, p_3...... എന്നിവ ഭാഗികമർദങ്ങളായുള്ള ഘടകവാതകങ്ങളുടെ മിശ്രിതത്തിന്റെ ആകെ മർദം $P_{\text{ആകെ}} = p_1+p_2+p_3+$ ...... (5.23)

ഒരു മിശ്രിതത്തിലെ ഏതെങ്കിലും ഒരു ഘടകവാതകത്തിന്റെ ***ഭാഗികമർദം*** **(partial pressures)** എന്നത്, വാതകമിശ്രിതം ഉൾക്കൊള്ളുന്ന വ്യാപ്തം ഘടകവാതകം മാത്രമായി മിശ്രിതത്തിന്റെ അതേ താപനിലയിൽ ഉൾക്കൊള്ളുമ്പോൾ ചെലുത്തുന്ന മർദമാണ്.

സാധാരണയായി ചില വാതകങ്ങൾ ജലത്തിനു മീതെ ശേഖരിക്കപ്പെടുന്നു. തന്മൂലം അതിൽ ജലബാഷ്പം കൂടി ഉണ്ടാകും. ഇങ്ങനെ ശേഖരിക്കപ്പെടുന്ന വാതകങ്ങളുടെ മർദം കണക്കാക്കുന്നതിന് ഡാൾട്ടന്റെ നിയമം പ്രയോജനപ്പെടുത്താം. ഇവിടെ ആകെ മർദം എന്നത് ഈർപ്പരഹിതവാതകത്തിന്റെയും, ജലബാഷ്പത്തിന്റെയും ഭാഗികമർദങ്ങളുടെ തുകയായിരിക്കും. ജലബാഷ്പത്തിന്റെ ഭാഗികമർദത്തെ **ജലബാഷ്പമർദം (അക്വസ് ടെൻഷൻ)** എന്ന് വിളിക്കുന്നു. അതിനാൽ,

$$p_{\text{ആകെ}} = p_{\text{ഈർപ്പരഹിതവാതകം}} + \text{ജലബാഷ്പമർദം}$$
$$p_{\text{ഈർപ്പരഹിതവാതകം}} = p_{\text{ആകെ}} - \text{ജലബാഷ്പമർദം}$$
(5.24)

ജലത്തിന്റെ ബാഷ്പമർദം വിവിധ താപനിലകളിൽ പട്ടിക 5.3 ൽ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.

പട്ടിക 5.3: വിവിധ താപനിലകളിലുള്ള ജലത്തിന്റെ ജലബാഷ്പമർദം (*Vapour pressure*)

താപനില	മർദം/ബാർ	താപനില	മർദം/ബാർ
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

മോൾ ഫ്രാക്ഷന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിലുള്ള ഭാഗികമർദം (*Partial pressure in terms of mole fraction*)

മൂന്നുവാതകങ്ങൾ ചേർന്ന ഒരു മിശ്രിതം T താപനിലയിൽ V വ്യാപ്തമുള്ള സംഭരണിയിൽ ഇരിക്കുന്നതായി സങ്കല്പിക്കുക. ഓരോ ഘടകവാതകവും ചെലുത്തുന്ന ഭാഗികമർദങ്ങൾ യഥാക്രമം p_1, p_2, p_3 എന്നിങ്ങനെയാണെന്ന് കരുതുക. അങ്ങനെയെങ്കിൽ ആദർശവാതകസമവാക്യപ്രകാരം,

$$p_1 = \frac{n_1 RT}{V} \qquad (5.25)$$

$$p_2 = \frac{n_2 RT}{V} \qquad (5.26)$$

$$p_3 = \frac{n_3 RT}{V} \qquad (5.27)$$

ഇവിടെ n_1 n_2 n_3 എന്നിവ ഓരോ ഘടകവാതകത്തിലും അടങ്ങിയിട്ടുള്ള മോൾ എണ്ണമാണ്.

ഡാൾട്ടൻ നിയമമനുസരിച്ച് മിശ്രിതത്തിന്റെ ആകെ മർദം,

$$p_{total} = p_1 + p_2 + p_3$$
$$= n_1\frac{RT}{V} + n_2\frac{RT}{V} + n_3\frac{RT}{V}$$
$$= (n_1 + n_2 + n_3)\frac{RT}{V} \qquad (5.28)$$

p_1 എന്നതിനെ p_{total} കൊണ്ട് ഹരിച്ചാൽ,

$$\frac{p_1}{p_{total}} = \left(\frac{n_1}{n_1+n_2+n_3}\right)\frac{RTV}{RTV}$$

$$= \frac{n_1}{n_1+n_2+n_3} = \frac{n_1}{n} = x_1$$

അതായത് $\frac{p_1}{p_{total}} = x_1$

x_1 എന്നത് ഒന്നാമത്തെ ഘടകത്തിന്റെ മോൾ ഫ്രാക്ഷനാണ്.

$$\therefore p_1 = x_1\, p_{\text{ആകെ}}$$

ഇതുപോലെ $p_2 = x_2\, p_{\text{ആകെ}}$

$p_3 = x_3\, p_{\text{ആകെ}}$

പൊതുവെ പറഞ്ഞാൽ,

$$p_i = x_i\, p_{total} \qquad (5.29)$$

ഇവിടെ p_i, x_i എന്നിവ 'i' എന്ന ഘടകത്തിന്റെ ഭാഗികമർദവും മോൾഫ്രാക്ഷനുമാണ്.

ചോദ്യം 5.4

70.6 g ഡൈഓക്സിജനും 167.5 g നിയോണും ചേർന്ന വാതകമിശ്രിതത്തിന്റെ ആകെ മർദം 25 bar ആണ്. എങ്കിൽ ഓരോ വാതകത്തിന്റെയും ഭാഗികമർദം കണക്കാക്കുക.

ഉത്തരം:

ഡൈഓക്സിജന്റെ മോളുകളുടെ എണ്ണം,

$$n_1 = \frac{70.6\ g}{32\ g\ mol^{-1}} = 2.21\ mol$$

നിയോണിന്റെ മോളുകളുടെ എണ്ണം,

$$n_2 = \frac{167.5\ g}{20\ g\ mol^{-1}} = 8.375\ mol$$

ആകെ മോളുകളുടെ എണ്ണം, $n = n_1 + n_2$

$= (2.21 + 8.375)\ mol$

$= 10.585\ mol$

ഡൈഓക്സിജന്റെ മോൾ ഫ്രാക്ഷൻ

$$x_1 = \frac{n_1}{n} = \frac{2.21}{10.585} = 0.21$$

നിയോണിന്റെ മോൾ ഫ്രാക്ഷൻ

$$x_2 = \frac{n_2}{n} = \frac{8.375}{10.585} = 0.79$$

ആകെ മർദം, $p_{total} = 25\ bar$

ഡൈഓക്സിജന്റെ ഭാഗികമർദം, $p_1 = x_1\, p_{\text{ആകെ}}$

$= 0.21 \times 25\ bar$

$= 5.25\ bar$

നിയോണിന്റെ ഭാഗികമർദം, $p_2 = x_2\, p_{\text{ആകെ}}$

$= 0.79 \times 25\ bar$

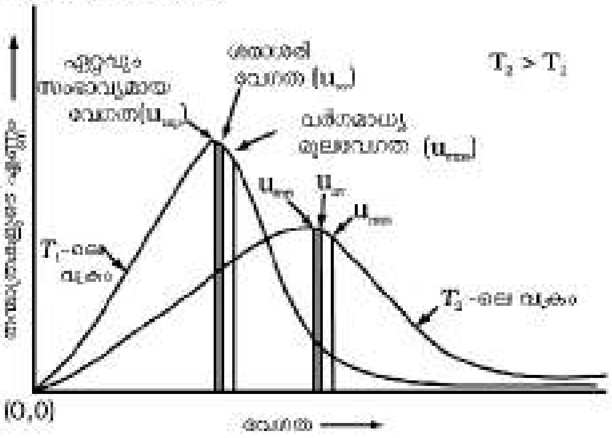
$= 19.75\ bar$

5.7 ഗതികോർജവും തന്മാത്രകളുടെ പ്രവേഗവും (Kinetic Energy and Molecular speed)

വാതകതന്മാത്രകൾ നിരന്തരം ചലിക്കുന്നുവെന്നും, അവ തമ്മിലും, വാതകമുൾക്കൊള്ളുന്ന പാത്രത്തിന്റെ ഭിത്തികളിലും കൂട്ടിമുട്ടിക്കൊണ്ടിരിക്കുമെന്നും, നാം ഗതികസിദ്ധാന്തത്തിൽ കണ്ടു. അതുപോലെ തന്മാത്രകളുടെ കൂട്ടിമുട്ടലുകൾ ഇലാസ്തികമായതിനാൽ ആകെ ഊർജം വ്യത്യാസപ്പെടില്ലെന്നും മനസിലാക്കിയിട്ടുണ്ട്. അതുകൊണ്ടുതന്നെ, ഏതു സമയത്തും എല്ലാ തന്മാത്രകളുടെയും പ്രവേഗവും ഗതികോർജവും തുല്യമായിരിക്കുകയില്ല. അതിനാൽ നമുക്ക് കണക്കാക്കാൻ കഴിയുന്നത് തന്മാത്രകളുടെ ശരാശരി വേഗതയായിരിക്കും. ഒരു പാത്രത്തിൽ സ്ഥിതിചെയ്യുന്ന വാതകത്തിൽ 'n' എണ്ണം തന്മാത്രകളുണ്ടെന്നും, ഓരോ തന്മാത്രയുടെയും വേഗത $u_1, u_2, \ldots\ldots, u_n$, എന്നിങ്ങനെയാണെന്നും സങ്കല്പിച്ചാൽ, തന്മാത്രകളുടെ ശരാശരി

വേഗത, $u_{av} = \dfrac{u_1 + u_2 + \ldots\ldots + u_n}{n}$, ആയിരിക്കും.

തന്മാത്രകളുടെ വേഗതയാകട്ടെ, താപനിലയെയും, തന്മാത്രാമാസിനെയും ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നുവെന്ന് മാക്സ്‌വെൽ, ബോൾട്ട്സ്മാൻ എന്നീ ശാസ്ത്രജ്ഞർ തെളിയിച്ചിട്ടുണ്ട്. ഒരു നിശ്ചിതവേഗതയുള്ള തന്മാത്രകളുടെ എണ്ണം കണ്ടുപിടിക്കുന്നതിനുള്ള സമവാക്യം, മാക്സ്‌വെൽ മുന്നോട്ടുവച്ചിട്ടുണ്ട്. ഒരു നിശ്ചിത താപനിലയിലുള്ള വാതകവുമായി ബന്ധപ്പെട്ട തന്മാത്രകളുടെ എണ്ണവും വേഗതയും തമ്മിലുള്ള ഗ്രാഫ് ചുവടെ ചേർക്കുന്നു:

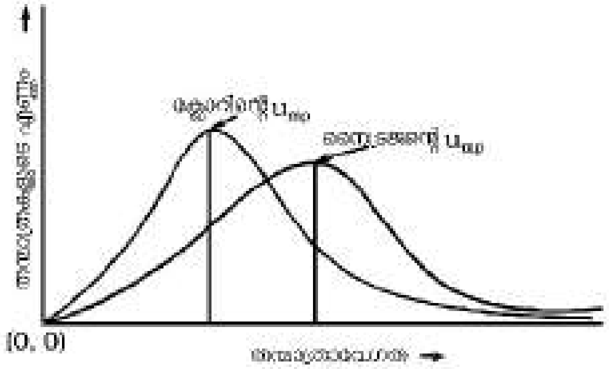


ചിത്രം 5.8: മാക്സ്‌വെൽ – ബോൾട്ട്സ്മാൻ വേഗതവിതരണ വക്രം

തന്മാത്രകളുടെ വേഗത സംബന്ധിച്ച മാക്സ്‌വെൽ-ബോൾട്ട്സ്മാൻ വിതരണഗ്രാഫ് എന്നാണ് ഈ ഗ്രാഫ് അറിയപ്പെടുന്നത്. ഗ്രാഫിൽ നിന്ന് മനസിലാകുന്നത്, വളരെക്കൂടിയ വേഗതയും വളരെ കുറഞ്ഞ വേഗതയും ഉള്ള തന്മാത്രകളുടെ എണ്ണം വളരെ കുറവാണെന്നാണ്. ഏറ്റവും കൂടുതൽ തന്മാത്രകൾ കൈവരിച്ചിട്ടുള്ള വേഗതയെ, ഗ്രാഫിലെ ഏറ്റവും ഉയർന്ന ബിന്ദു പ്രതിനിധാനം ചെയ്യുന്നു. ഈ വേഗതയെ **സംഭാവ്യമായ വേഗത (Most Probable Speed)**, U_{mp} എന്ന് വിളിക്കുന്നു.

ഇത് ശരാശരിവേഗതയുമായി അടുത്തു നിൽക്കുന്നതാണെന്ന് കാണാം. രണ്ട് വ്യത്യസ്തതാപനിലയിലുള്ള ഗ്രാഫുകളാണ് ചിത്രത്തിലുള്ളത് (T_1, T_2; $T_2 > T_1$). ഇത് വ്യക്തമാക്കുന്നത് താപനില ഉയരുമ്പോൾ ഏറ്റവും സംഭാവ്യമായവേഗത (U_{mp}) ഉയരുന്നു വെന്നാണ്. അതിനോടൊപ്പം ഉയർന്ന താപനിലയിൽ ഗ്രാഫിന്റെ മുകൾഭാഗം കൂടുതൽ പരന്നുവരുന്നുവെന്നു കാണാം. അതായത് താപനില കൂടുമ്പോൾ ഉയർന്ന വേഗതയുള്ള തന്മാത്രകളുടെ എണ്ണവും കൂടിവരുന്നു.

ഒരു നിശ്ചിത താപനിലയിൽ, ഭാരം കുറഞ്ഞ വാതകതന്മാത്രകൾക്ക് വേഗത കൂടുതലും ഭാരം കൂടിയ വാതകതന്മാത്രകൾക്ക് വേഗത കുറവും ആയിരിക്കും. ഉദാഹരണമായി, ഒരേ താപനിലയിൽ, നൈട്രജൻ തന്മാത്രകൾക്ക് ക്ലോറിൻ തന്മാത്രകളേക്കാൾ വേഗത കൂടുതലായിരിക്കും. അതായത് ഏതു താപനിലയിലും നൈട്രജൻ തന്മാത്രകളുടെ U_{mp}, ക്ലോറിൻ തന്മാത്രകളുടെ U_{mp} - യേക്കാൾ കൂടുതലായിരിക്കും. ഈ രണ്ട് വാതകങ്ങളുടെയും മാക്സ്‌വെൽ–ബോൾട്ട്സ്മാൻ വിതരണ ഗ്രാഫുകൾ താഴെത്തന്നിരിക്കുന്നു.



ചിത്രം 5.9 ക്ലോറിന്റെയും നൈട്രജന്റെയും തന്മാത്രകളുടെ 300K നിലെ വേഗതയുടെ വിതരണഗ്രാഫ്

ഒരു കണികയുടെ ഗതികോർജം K.E. = $\frac{1}{2}mu^2$ എന്നെഴുതാം.

അതുകൊണ്ട് ഒരു വാതകത്തിലെ തന്മാത്രകളുടെ ശരാശരി ഗതികോർജം = $\frac{1}{2}m\overline{u^2}$; $\overline{u^2}$ എന്നത് ഇപ്രകാരം നിർവചിക്കാം:

$$\overline{u^2} = \frac{u_1^2 + u_2^2 + u_3^2 + \dots\dots + u_n^2}{n}$$

അതായത് $\overline{u^2}$ എന്നത് തന്മാത്രകളുടെ വേഗതയുടെ വർഗത്തിന്റെ ശരാശരിയാണ് (mean square speed). ഇത് വാതകതന്മാത്രകളുടെ ശരാശരി ഗതികോർജത്തിന്റെ അളവിനെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു. ഇതിന്റെ വർഗമൂലം എടുത്താൽ നമുക്ക് പുതിയ ഒരു തന്മാത്രാവേഗത ലഭ്യമാകുന്നു. ഇതാണ് വർഗമാധ്യമൂല വേഗത (root mean square) $\left(u_{rms} = \sqrt{\overline{u^2}}\right)$.

ഈ ഭാഗത്ത് നാം കണ്ടുപോയ മൂന്നുതരത്തിലുള്ള തന്മാത്രാവേഗതകളായ വർഗമാധ്യമൂല വേഗത (root mean square) (u_{rms}), ശരാശരി വേഗത (u_{av}), ഏറ്റവും സംഭാവ്യമായ വേഗത (u_{mp}) എന്നിവ തമ്മിൽ താരതമ്യം ചെയ്താൽ

$u_{rms} > u_{av} > u_{mp}$.

ഇവ തമ്മിലുള്ള അനുപാതം താഴെ തന്നിരിക്കുന്നു:

$$u_{mp} : u_{av} : u_{rms} = 1 : 1.128 : 1.224$$

5.8 വാതകങ്ങളുടെ ഗതികതന്മാത്രാസിദ്ധാന്തം (Kinetic Molecular Theory of Gases)

വാതകങ്ങളുടെ പൊതുസ്വഭാവങ്ങൾ വിശദീകരിക്കുന്ന, വാതകനിയമങ്ങളെല്ലാം തന്നെ പരീക്ഷണ-നിരീക്ഷണങ്ങളുടെ അടിസ്ഥാനത്തിലുള്ളവ ആയിരുന്നെങ്കിലും, അവയ്ക്ക് സൈദ്ധാന്തികമായ അടിത്തറ ഉണ്ടായിരുന്നില്ല. ഇത് പരിഹരിക്കുന്നതിനായി മാക്സ്‌വെൽ, ബോൾട്ട്സ്മാൻ, ബർണോളി, ക്ലോഷ്യസ് എന്നിങ്ങനെ നിരവധി ശാസ്ത്രജ്ഞന്മാർ ചേർന്ന് മുന്നോട്ടുവച്ച സിദ്ധാന്തമാണ് വാതകതന്മാത്രകളുടെ ഗതികതന്മാത്രാസിദ്ധാന്തം (Kinetic Molecular Theory of Gases). ഈ സിദ്ധാന്തത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനതത്വങ്ങൾ ചുവടെ ചേർക്കുന്നു.

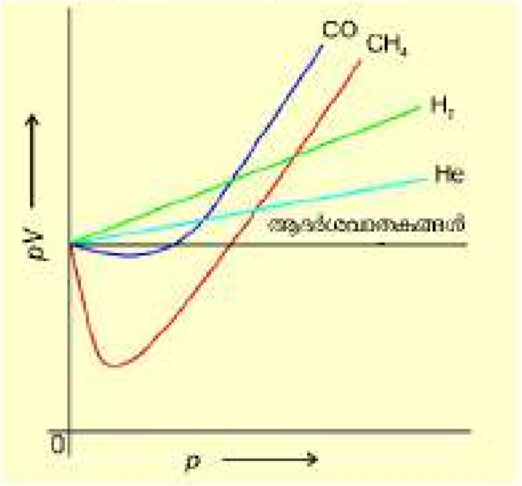
- എല്ലാ വാതകങ്ങളും സൂക്ഷ്മങ്ങളായ തന്മാത്രകളാൽ നിർമിതമാണ്.
- തന്മാത്രകൾ തമ്മിലുള്ള അകലം വളരെ കൂടുതലായതിനാൽ വാതകതന്മാത്രകളുടെ ആകെ വ്യാപ്തം എന്നത് വാതകത്തിന്റെ വ്യാപ്തത്തെ അപേക്ഷിച്ച് തീരെക്കുറവായിരിക്കും. അതുകൊണ്ടാണ് മർദം കൂട്ടിയാൽ വാതകത്തിന്റെ വ്യാപ്തം വളരെയധികം കുറയുന്നത്.

- എല്ലായ്പ്പോഴും വാതകതന്മാത്രകൾ വളരെ വേഗത്തിൽ പല ദിശകളിലേക്ക് നേർരേഖയിൽ ചലിച്ചുകൊണ്ടിരിക്കും. അതിനാൽ തന്മാത്രകൾ തമ്മിലും, അത് ഉൾക്കൊണ്ടിരിക്കുന്ന പാത്രത്തിന്റെ ഭിത്തിയിലും നിരന്തരം കൂട്ടിമുട്ടിക്കൊണ്ടിരിക്കും.
- തന്മാത്രകളുടെ എല്ലാ കൂട്ടിമുട്ടലുകളും ഇലാസ്തികമാണ്. (ഇലാസ്തികകൂട്ടിമുട്ടലെന്നാൽ, കൂട്ടിമുട്ടലിന് മുമ്പും ശേഷവുമുള്ള ആകെ ഊർജം തുല്യമായിരിക്കും എന്നതാണ്). തത്ഫലമായി തന്മാത്രകളുടെ ഊർജപരിമാണത്തിൽ പുനഃക്രമീകരണം നടക്കുമെങ്കിലും ആകെ ഊർജത്തിൽ വ്യത്യാസം വരുന്നില്ല.
- വാതകതന്മാത്രകൾ തമ്മിൽ യാതൊരുവിധ ആകർഷണബലവുമില്ല. അതുകൊണ്ട് അവയ്ക്ക് സ്വതന്ത്രമായി സഞ്ചരിക്കാൻ കഴിയും. ഇക്കാരണത്താലാണ് വാതകതന്മാത്രകൾക്ക്, അത് ഉൾക്കൊണ്ടിരിക്കുന്ന പാത്രത്തിൽ പൂർണമായും വ്യാപിക്കാൻ കഴിയുന്നത്.
- ഒരു വാതകം ചെലുത്തുന്ന മർദം എന്നത്, വാതകതന്മാത്രകൾ അതുൾക്കൊണ്ടിരിക്കുന്ന പാത്രത്തിന്റെ ഭിത്തികളിൽ നടത്തുന്ന തുടർച്ചയായ കൂട്ടിമുട്ടലുകളുടെ പരിണതഫലമാണ്.
- ഒരു വാതകത്തിലെ തന്മാത്രകളുടെ പ്രവേഗം വ്യത്യസ്തമായിരിക്കുമെങ്കിലും, അവയുടെ ശരാശരി ഗതികോർജം വാതകത്തിന്റെ അബ്സല്യൂട്ട് താപനിലയ്ക്ക് നേർ അനുപാതത്തിലായിരിക്കും.

മുൻഭാഗങ്ങളിൽ പഠിച്ച വാതകനിയമങ്ങളെ സൈദ്ധാന്തികമായി വ്യുൽപ്പന്നം ചെയ്യുന്നതിന് സഹായിക്കുന്നു. ഗതികതന്മാത്രാസിദ്ധാന്തത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ നടത്തുന്ന കണക്കുകൂട്ടലുകളും നിഗമനങ്ങളും പരീക്ഷണ–നിരീക്ഷണങ്ങളുമായി ചേർന്നു പോകുന്നതാകയാൽ ഈ മാതൃകയുടെ സ്വീകാര്യത ഉറപ്പിക്കുന്നു.

5.9 യഥാർഥ വാതകങ്ങളുടെ സ്വഭാവവും അവയുടെ ആദർശവാതകസ്വഭാവത്തിൽ നിന്നുള്ള വ്യതിയാനവും (Behaviour of real gases: Deviation from ideal gas behaviour)

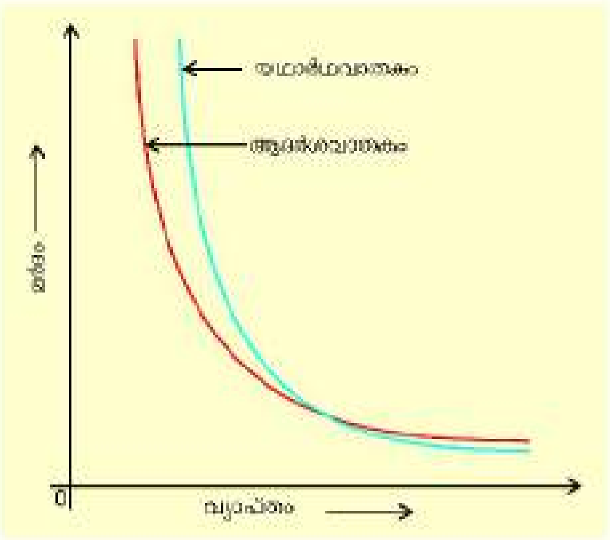
പരീക്ഷണ - നിരീക്ഷണങ്ങളുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ പരിശോധിച്ചാൽ വാതകനിയമങ്ങളെല്ലാം തന്നെ ഒരു പരിധിവരെ, യഥാർഥ വാതകങ്ങളുടെ സ്വഭാവങ്ങളുമായി ഒത്തു പോകുന്നുണ്ട്. ഈ നിയമങ്ങൾക്കടിസ്ഥാനമായ വാതകങ്ങളുടെ ഗതികതന്മാത്രാസിദ്ധാന്തം വാതകങ്ങൾ പാലിക്കുന്നു എന്നാണ് ഇതിൽ നിന്നു മനസ്സിലാക്കേണ്ടത്. എന്നാൽ, ആദർശവാതകസമവാക്യത്തിന് ($pV = nRT$), വാതകങ്ങളുടെ മർദ–വ്യാപ്ത–താപനിലബന്ധങ്ങളെ എത്രത്തോളം പ്രതിനിധീകരിക്കാൻ കഴിയുമെന്ന് പരിശോധിച്ചപ്പോൾ ചില പ്രശ്നങ്ങൾ ഉടലെടുക്കുന്നതായി കാണാൻ കഴിഞ്ഞു. ഉദാഹരണമായി, ബോയിൽ നിയമപ്രകാരം ഒരു നിശ്ചിത മാസുള്ള വാതകത്തിന്റെ താപനില സ്ഥിരമായിരിക്കുമ്പോൾ pV ഒരു സ്ഥിരാങ്കമായിരിക്കണം. അഥവാ pV - ഉം p - യും തമ്മിലുള്ള ഗ്രാഫ് പരിശോധിച്ചാൽ p – അക്ഷത്തിന് സമാന്തരമായ നേർരേഖയായിരിക്കണം ലഭിക്കേണ്ടത്. 273K -ൽ തുല്യമോൾ എണ്ണം (n) വിവിധ വാതകങ്ങൾ പരീക്ഷണവിധേയമാക്കുമ്പോൾ യഥാർഥത്തിൽ ലഭിക്കുന്ന വിലകൾ ഉപയോഗിച്ച് വരച്ചിട്ടുള്ള pV-p ഗ്രാഫുകൾ ചുവടെ ചേർക്കുന്നു. (ചിത്രം 5.10)



ചിത്രം 5.10: യഥാർഥവാതകങ്ങളുടെയും ആദർശവാതകത്തിന്റെയും pV യും p യും തമ്മിലുള്ള ഗ്രാഫ്

ഈ ഗ്രാഫ് കാണിക്കുന്നത്, ഒരു നിശ്ചിത താപനിലയിൽ യഥാർഥ വാതകങ്ങളുടെ pV-p ഗ്രാഫ് p – അക്ഷത്തിന് സമാന്തരമായിരിക്കുന്നില്ലെന്നാണ്. ഇവിടെ രണ്ടുതരം ഗ്രാഫുകൾ കാണാൻ കഴിയും - H_2, He തുടങ്ങിയ വാതകങ്ങളിൽ മർദം വർധിക്കുന്നതിനനുസരിച്ച് pV യും വർധിക്കുന്നതായി സൂചിപ്പിക്കുമ്പോൾ CO, CH_4 എന്നീ വാതകങ്ങളുടെ കാര്യത്തിൽ മർദം കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് pV ആദ്യം കുറയുകയും (നെഗറ്റീവ് വ്യതിയാനം) പിന്നീട് കൂടിവരുകയും (പോസിറ്റീവ് വ്യതിയാനം) ചെയ്യുന്നു. ഇതിൽ നിന്ന് മനസ്സിലാകുന്നത് യഥാർഥവാതകങ്ങളൊന്നും തന്നെ, എല്ലാ സാഹചര്യങ്ങളിലും ആദർശവാതക സ്വഭാവം പാലിക്കുന്നില്ല എന്നാണ്.

ബോയിൽ നിയമം അനുസരിച്ച് സൈദ്ധാന്തികമായി ലഭിച്ച p, V മൂല്യങ്ങൾ (ആദർശവാതകങ്ങൾ) ഉപയോഗിച്ച് വരച്ച ഗ്രാഫും പരീക്ഷണങ്ങളിൽനിന്ന് കിട്ടുന്ന p, V മൂല്യങ്ങൾ (യഥാർഥവാതകങ്ങൾ) ഉപയോഗിച്ച് വരച്ച ഗ്രാഫും താരതമ്യം ചെയ്താൽ വക്രങ്ങൾ തമ്മിൽ ഏകീഭവിക്കുന്നതായി കാണുന്നില്ല (ചിത്രം 5.11)



ചിത്രം 5.11: യഥാർഥവാതകത്തിന്റെയും ആദർശവാതകത്തിന്റെയും മർദവും വ്യാപ്തവുമായുള്ള ഗ്രാഫ്

ഗ്രാഫിൽ നിന്ന് വ്യക്തമാകുന്നത്, ഉയർന്ന മർദത്തിൽ പരീക്ഷണങ്ങളിൽ നിന്ന് ലഭിച്ച വ്യാപ്തം, ആദർശവാതകസമവാക്യത്തിൽനിന്ന് ലഭിച്ച വ്യാപ്തത്തേക്കാൾ കൂടുതലാണെന്നും, വളരെ താഴ്ന്ന മർദത്തിൽ രണ്ട് വ്യാപ്തങ്ങളും ഏകദേശം അടുത്താണെന്നുമാണ്. ഇതും തെളിയിക്കുന്നത് യഥാർഥവാതകങ്ങൾ ആദർശവാതകസ്വഭാവം എല്ലായ്പ്പോഴും കാണിക്കുന്നില്ലെന്നുതന്നെയാണ്. ഈ ഘട്ടത്തിൽ രണ്ട് ചോദ്യങ്ങൾ പ്രസക്തമാകുന്നു.

1. എന്തുകൊണ്ടാണ് യഥാർഥവാതകങ്ങൾ ആദർശവാതകസ്വഭാവത്തിൽ നിന്ന് വ്യതിചലിക്കുന്നത്?
2. ഏതെല്ലാം സാഹചര്യത്തിലാണ് യഥാർഥവാതകങ്ങൾ, ആദർശവാതകസ്വഭാവത്തിൽ നിന്ന് വ്യതിചലിക്കുന്നത്?

ഇതിനുത്തരം കണ്ടെത്താൻ വാതകങ്ങളുടെ ഗതികതന്മാത്രാസിദ്ധാന്തത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനതത്ത്വങ്ങൾ അപഗ്രഥിക്കുന്നത് നന്നായിരിക്കും. ഇവിടെ വ്യക്തമാകുന്നത്, ഈ സിദ്ധാന്തത്തിലെ രണ്ട് അടിസ്ഥാനതത്ത്വങ്ങൾ എല്ലായ്പ്പോഴും ശരിയാകുന്നില്ലെന്നാണ്. അവ ചുവടെ ചേർക്കുന്നു:

1. വാതകതന്മാത്രകൾക്കിടയിൽ യാതൊരുവിധ ആകർഷണബലവുമില്ല.
2. തന്മാത്രകൾ തമ്മിലുള്ള അകലം വളരെ കൂടുതലായതിനാൽ വാതകതന്മാത്രകളുടെ ആകെ വ്യാപ്തം എന്നത് വാതകത്തിന്റെ വ്യാപ്തത്തെ അപേക്ഷിച്ച് തീരെ കുറവായിരിക്കും.

ഒന്നാമത്തെ നിഗമനം ശരിയാണെങ്കിൽ വാതകങ്ങളെ ഒരിക്കലും ദ്രവീകരിക്കാൻ കഴിയില്ല. എന്നാൽ യഥാർഥത്തിൽ വാതകങ്ങളെ തണുപ്പിച്ച് ഞെരുക്കിയമർത്തി ദ്രാവകമാക്കാൻ കഴിയും. അതോടൊപ്പം തന്നെ ഈ ദ്രാവകങ്ങളെ വീണ്ടും ഞെരുക്കിയമർത്താൻ കഴിയില്ല. കാരണം, അടുത്തുനിൽക്കുന്ന ദ്രാവകതന്മാത്രകൾ വീണ്ടും അടുപ്പിച്ചാൽ വികർഷണബലം വളരെ കൂടുതലാണെന്നതാണ്.

രണ്ടാമത്തെ നിഗമനം ശരിയാണെങ്കിൽ P - V ഗ്രാഫിൽ, യഥാർഥ വാതകത്തെ സൂചിപ്പിക്കുന്ന വക്രവും ആദർശവാതകത്തിന്റെ വക്രവും ഒരുമിച്ച് ചേർന്ന് വരേണ്ടതാണ്.

യഥാർഥവാതകങ്ങൾ ആദർശവാതകസ്വഭാവത്തിൽ നിന്ന് വ്യതിചലിക്കുന്നതിനുള്ള കാരണം അന്തർതന്മാത്രാന്തര ബലങ്ങളാണ്. ഉയർന്ന മർദത്തിൽ തന്മാത്രകൾ അടുത്തുവരുമ്പോൾ അവ തമ്മിലുള്ള ആകർഷണബലം ക്രമേണ ശക്തിപ്പെടുന്നു. അതിനാൽ ഉയർന്ന മർദത്തിൽ വാതകതന്മാത്രകൾ അത് ഉൾക്കൊള്ളുന്ന പാത്രത്തിന്റെ ഭിത്തിയുമായുണ്ടാക്കുന്ന കൂട്ടിമുട്ടലുകളുടെ ശക്തി, ആദർശവാതകതന്മാത്രകളുണ്ടാക്കുന്നതിനേക്കാൾ കുറവായിരിക്കും. തന്മൂലം യഥാർഥവാതകം ചെലുത്തുന്ന മർദം, ആദർശവാതകത്തിന്റേതിനേക്കാൾ കുറവായിരിക്കും. അതിനാൽ ആദർശവാതകത്തിന്റെയും യഥാർഥവാതകത്തിന്റെയും മർദവ്യത്യാസം താഴെ പറയുന്നരീതിയിൽ വ്യക്തമാക്കാം.

$$p_{ideal} = p_{real} + \frac{an^2}{V^2} \qquad (5.30)$$

(P_{real} = യഥാർഥ വാതകത്തിന്റെ മർദം

$a\frac{n^2}{V^2}$ = മർദത്തിലുണ്ടാകുന്ന വ്യത്യാസം പരിഹരിക്കുന്ന ഘടകം)

ഉയർന്ന മർദത്തിൽ തന്മാത്രകൾ കൂടുതൽ അടുത്തുവരുമെന്നും നാം മനസിലാക്കിയിട്ടുണ്ട്. അപ്പോൾ സംജാതമാകുന്ന വികർഷണബലം മൂലം തന്മാത്രകൾക്ക് ഒരു പരിധിക്കപ്പുറം അടുത്തുവരാൻ കഴിയില്ല. ഈ ഘട്ടത്തിൽ ഓരോ തന്മാത്രയെയും, ഒന്നിന് മറ്റൊന്നിലേക്ക് തുളച്ചുകയറാൻ കഴിയാത്ത ചെറുഗോളങ്ങളായി കരുതാം. ഇക്കാരണത്താൽ തന്മാത്രകളുടെ ആകെ വ്യാപ്തം അവഗണിക്കാൻ കഴിയില്ല. ഈ സമയത്ത് വാതകതന്മാത്രകൾ, അതുൾക്കൊള്ളുന്ന പാത്രത്തിന്റെ വ്യാപ്തത്തിൽ (V) സഞ്ചരിക്കുന്നതിനുപകരം, അതിനേക്കാൾ കുറഞ്ഞ വ്യാപ്തത്തിലേക്ക് പരിമിതപ്പെടുന്നു (V - nb). ഇതിൽ nb എന്നത് വാതകതന്മാത്രകളുടെ മാത്രം ആകെ വ്യാപ്തത്തിന് ഏകദേശം തുല്യ

മാണ്. മുകളിൽ വിശദമാക്കപ്പെട്ട രണ്ടുകാര്യങ്ങളും പരിഗണിച്ചാൽ ആദർശവാതകസമവാക്യത്തെ താഴെ തന്നിട്ടുള്ള രീതിയിൽ മാറ്റാം.

$$\left(p + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT \qquad (5.31)$$

ഈ സമവാക്യത്തെ വാൻഡെർ വാൾസ് സമവാക്യം എന്നുവിളിക്കുന്നു. ഇതിൽ a, b എന്നിവ വാൻഡെർ വാൾസ് സ്ഥിരാങ്കങ്ങൾ എന്നറിയപ്പെടുന്നു. ഇവയുടെ മൂല്യം വാതകങ്ങളുടെ സ്വഭാവവുമായി ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. 'a' യുടെ മൂല്യം അന്തർതന്മാത്രാ ആകർഷണബലത്തെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു; ഇതിന് താപനിലയുമായും മർദവുമായും ബന്ധമില്ല. എന്നാൽ 'b' എന്നത് ഒരു മോൾ വാതക തന്മാത്രകൾക്ക് യഥാർഥത്തിൽ നിലനിൽക്കാനാവശ്യമായ വ്യാപ്തമാണ്.

വളരെ താഴ്ന്ന താപനിലയിൽ താപോർജം കുറയുന്നതിനാൽ അന്തർതന്മാത്രാആകർഷണബലം ശക്തിപ്പെടുകയും തന്മാത്രകൾ അടുത്തുവരികയും ചെയ്യുന്നു. അതിനാൽ ഉയർന്ന മർദവുമായി ബന്ധപ്പെട്ട് വിശദമാക്കിയ ചില സാഹചര്യങ്ങൾ ഇവിടെയും ബാധകമാകുന്നു.

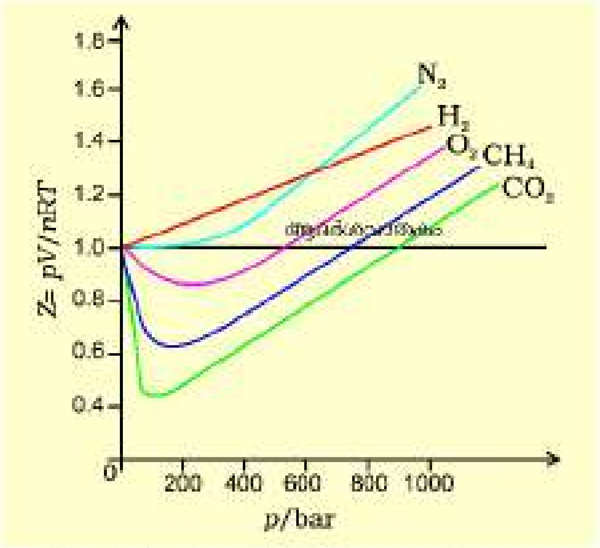
ചുരുക്കത്തിൽ അന്തർതന്മാത്രാബലങ്ങൾ തീരെ കുറവായി വരുന്ന സാഹചര്യങ്ങളിൽ (താഴ്ന്ന മർദം, ഉയർന്ന താപനില) യഥാർഥ വാതകങ്ങൾ ആദർശവാതകസ്വഭാവം കാണിക്കുന്നു.

സമ്മർദക്ഷമതാഘടകം (compressibility factor, Z), എന്ന ഒരു ഘടകത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിലും യഥാർഥവാതകങ്ങളുടെ, ആദർശവാതകസ്വഭാവത്തിൽ നിന്നുമുള്ള വ്യതിയാനം വിശദീകരിക്കുവാൻ കഴിയും.

$$Z = \frac{pV}{nRT} \qquad (5.32)$$

എന്ന് നിർവ്വചിക്കാം.

$pV = nRT$ ആയതിനാൽ ആദർശവാതകങ്ങൾക്ക് എല്ലാ താപനിലയിലും മർദത്തിലും $Z = 1$ ആയിരിക്കും. അങ്ങനെയാണെങ്കിൽ Z - ഉം P - ഉം തമ്മിലുള്ള ബന്ധം സൂചിപ്പിക്കുന്ന ഗ്രാഫ് വരച്ചാൽ, ആദർശവാതകങ്ങൾക്ക് P - അക്ഷത്തിന് സമാന്തരമായ രേഖയായിരിക്കും ലഭിക്കുന്നത്. ആദർശസ്വഭാവത്തിൽനിന്ന് വ്യതിചലിക്കുന്ന വാതകങ്ങൾക്ക് 'Z' ന്റെ മൂല്യവും 1 ൽ നിന്നും വ്യതിചലിക്കുന്നു.



ചിത്രം 5.12: ചില വാതകങ്ങളുടെ സമ്മർദക്ഷമതാഘടകത്തിന്റെ മർദത്തിനനുസരിച്ചുള്ള വ്യതിയാനം

വളരെ താഴ്ന്ന മർദത്തിൽ എല്ലാ വാതകങ്ങളും ആദർശനിയമം പാലിക്കുകയും $Z = 1$ ആവുകയും ചെയ്യും. എന്നാൽ ഉയർന്ന മർദത്തിൽ എല്ലാ വാതകങ്ങൾക്കും $Z > 1$ എന്നാകും. അതായത് ഉയർന്ന മർദത്തിലിരിക്കുന്ന വാതകത്തെ സമ്മർദത്തിനു വിധേയമാക്കാൻ (compress) പ്രയാസമാണ്. ഇടനിലയിലുള്ള മർദത്തിൽ മിക്ക വാതകങ്ങൾക്കും $Z < 1$ ആയിരിക്കും. ഇതിൽ നിന്ന് വ്യക്തമാകുന്നത്, വാതകങ്ങൾ വളരെ താഴ്ന്ന മർദത്തിൽ ആദർശവാതകസ്വഭാവം കാണിക്കുന്നു എന്നാണ്. കാരണം അവയുടെ വ്യാപ്തം തന്മാത്രകളുടെ യഥാർഥ വ്യാപ്തത്തേക്കാൾ വളരെ കൂടുതലായിരിക്കും.

മർദം കുറയുന്നതിനനുസരിച്ച് ഒരു യഥാർഥ വാതകം ആദർശവാതകസ്വഭാവത്തിലേക്ക് അടുത്തുവരുന്നു. ഒരു വാതകം ഏതു മർദം വരെ ആദർശവാതകസ്വഭാവം കാണിക്കുമെന്നത് ആ വാതകത്തിന്റെ സ്വഭാവത്തെയും താപനിലയേയും ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു.

പരിഗണിക്കത്തക്ക മർദപരിധിയിൽ, ഒരു വാതകം ആദർശസ്വഭാവം കാണിക്കുന്നത് ഏത് താപനിലയിലാണോ, ആ താപനിലയെ ആ വാതകത്തിന്റെ ബോയിൽ താപനില (Boyle temperature or Boyle point) എന്നു വിളിക്കുന്നു. ഒരു വാതകത്തിന്റെ ബോയിൽ താപനിലയുടെ മൂല്യം ആ വാതകത്തിന്റെ പ്രകൃതത്തെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. ബോയിൽ പോയിന്റിനു മുകളിൽ വാതകങ്ങൾ ആദർശവാതകസ്വഭാവത്തിൽ നിന്ന് പോസിറ്റീവ് വ്യതിയാനം കാണിക്കുന്നു. ബോയിൽ

പോയിന്റിനു താഴെ, മർദം കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് Z ന്റെ വില കുറഞ്ഞുവരുകയും ഒരു നിശ്ചിതമൂല്യത്തിലെത്തിയശേഷം കൂടിവരുകയും ചെയ്യുന്നു. പൊതുവെ കുറഞ്ഞ മർദത്തിലും കൂടിയ താപനിലയിലും വാതകങ്ങൾ ആദർശസ്വഭാവം കാണിക്കുന്നു.

സമ്മർദക്ഷമതാഘടകത്തിന്റെ *(Z)* ന്റെ പ്രത്യേകത കൂടുതൽ മനസിലാക്കാൻ ചുവടെ ചേർത്തിട്ടുള്ള നിർധാരണം സഹായകമാകും.

$$Z = \frac{pV_{real}}{n\,RT} \qquad (5.33)$$

ആണെന്ന് നമുക്കറിയാം. എന്നാൽ ആദർശവാതകനിയമം പാലിക്കുമെങ്കിൽ,

$V_{ideal} = \frac{n\,RT}{p}$, എന്നെഴുതാം $\frac{nRT}{p}$ യുടെ വില സമവാക്യം 5.33 ൽ ചേർത്തെഴുതിയാൽ

$$Z = \frac{V_{real}}{V_{ideal}} \qquad (5.34)$$

എന്നാകും.

അതായത് സമ്മർദക്ഷമതാഘടകം, യഥാർഥ മോളാർ വ്യാപ്തത്തിന്റെയും, ആദർശവാതകസമവാക്യത്തിൽ നിന്ന് ലഭിക്കുന്ന മോളാർ വ്യാപ്തത്തിന്റെയും അനുപാതമായിരിക്കും.

തുടർന്നുവരുന്ന പാഠഭാഗത്ത് നാം കാണുന്നത് ദ്രാവകാവസ്ഥ ഒരു പദാർഥത്തിന്റെ വാതകാവസ്ഥയുടെ തുടർച്ചയാണെന്നും, ഒരു പ്രത്യേകതാപനിലയിൽ ആ മാറ്റം സംഭവിക്കുമ്പോൾ ദ്രാവക, വാതക അവസ്ഥകളെ തമ്മിൽ ഭൗതികമായി തിരിച്ചറിയാൻ കഴിയില്ലെന്നുമാണ്. കൂടാതെ വാതകങ്ങളുടെ ദ്രവീകരണത്തിന് അനുയോജ്യമായ സാഹചര്യങ്ങൾ പ്രവചിക്കുന്നതെങ്ങനെയെന്നും പരിശോധിക്കാം.

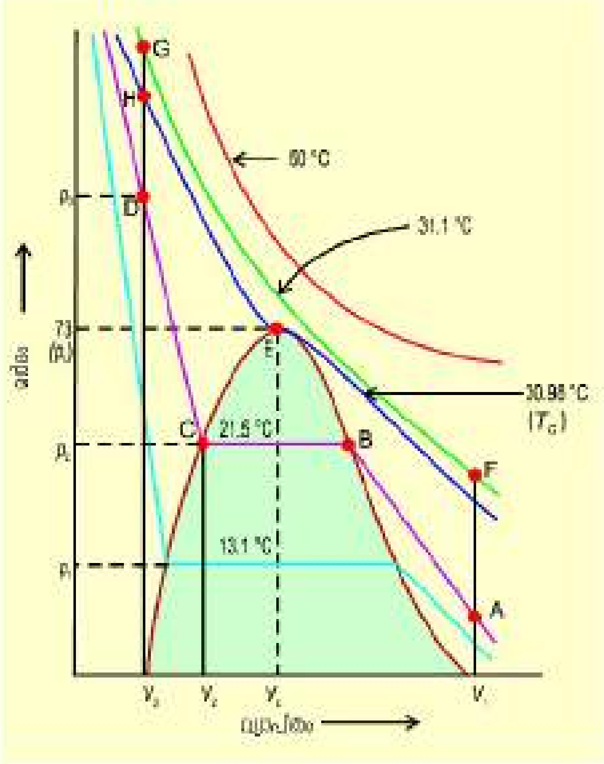
5.10 വാതകങ്ങളുടെ ദ്രവീകരണം (Liquifaction of Gases)

ഒരു പദാർഥത്തെ വാതകാവസ്ഥയിൽ നിന്ന് ദ്രാവകാവസ്ഥയിലെത്തിക്കണമെങ്കിൽ താപോർജം കുറച്ച്, അന്തർ തന്മാത്രാബലം ശക്തിപ്പെടുത്തുന്ന സാഹചര്യങ്ങൾ സൃഷ്ടിക്കേണ്ടതുണ്ടെന്ന് നമുക്കറിയാം. ഒരു പദാർഥം അതിന്റെ വാതക-ദ്രാവക അവസ്ഥകളിൽ കാണിക്കുന്ന മർദ-വ്യാപ്ത-താപനില ബന്ധങ്ങൾ വസ്തുതകളുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ ആദ്യം വ്യക്തമാക്കിയത് തോമസ് ആൻഡ്രൂസ് എന്ന ശാസ്ത്രജ്ഞനാണ്. അദ്ദേഹം പരീക്ഷണം നടത്തിയത് CO_2 വാതകത്തിലാണ് അദ്ദേഹം പരീക്ഷണവിധേയമാക്കിയത്. ഇതിനായി വ്യത്യസ്ത താപനിലകളിലുള്ള സമതാപീയ വക്രങ്ങൾ പരിഗണിച്ചു. പിൽക്കാലത്ത് എല്ലാ യഥാർഥവാതകങ്ങളും CO_2 നെ പോലെയാണ് പെരുമാറുന്നതെന്ന് കണ്ടെത്തിയിട്ടുണ്ട്.

യഥാർഥ വാതകങ്ങൾ ഉയർന്ന താപനിലയിൽ ആദർശവാതകങ്ങളെപ്പോലെയാണ് പെരുമാറുന്നതെന്നും, ഉയർന്ന താപനിലയിൽ എത്ര ഉയർന്ന മർദം ചെലുത്തിയാലും വാതകങ്ങളെ ദ്രാവകമാക്കിമാറ്റാൻ കഴിയില്ല എന്നും സമതാപീയവക്രങ്ങളിൽ നിന്ന് മനസിലാക്കി. താപനില താഴ്ന്നുവരുമ്പോൾ സമതാപീയവക്രങ്ങൾ ആദർശവാതകങ്ങളുടേതിൽ നിന്നും വളരെയധികം വ്യത്യാസപ്പെടുന്നതു കാണാം. കാർബൺഡൈഓക്സൈഡ് വാതകത്തിന് *30.98°C* താപനിലയിൽ മർദം കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് വാതകത്തിന്റെ വ്യാപ്തം കുറഞ്ഞുവരുകയും, *73 atm* എന്ന മർദത്തിൽ വച്ച് *(E* എന്ന ബിന്ദു) ദ്രവീകൃത CO_2 ആദ്യമായി പ്രത്യക്ഷമാവുകയും ചെയ്യുന്നു. *30.98°C* എന്ന താപനിലയെ CO_2 ന്റെ ക്രാന്തികതാപനില *(Critical temperature)* എന്നു വിളിക്കുന്നു. CO_2 നെ ദ്രാവകാവസ്ഥയിൽ കാണാൻ കഴിയുന്ന ഏറ്റവും ഉയർന്ന താപനിലയാണിത്. ഇതിനു മുകളിൽ CO_2 ന് വാതകാവസ്ഥയിലിരിക്കാൻ മാത്രമേ കഴിയൂ. ഒരു വാതകപദാർഥത്തെ മർദംചെലുത്തി ദ്രാവകമാക്കി മാറ്റാൻ കഴിയുന്ന, ഏറ്റവും ഉയർന്ന താപനിലയെ ആ വാതകത്തിന്റെ **ക്രാന്തികതാപനില *(Tc)*** എന്നു വിളിക്കുന്നു. ഒരു മോൾ വാതകത്തിന്, അതിന്റെ ക്രിട്ടിക്കൽ താപനിലയിലുള്ള വ്യാപ്തത്തെ **ക്രാന്തിക വ്യാപ്തം *(Vc)*** എന്നും, അപ്പോഴുള്ള മർദത്തെ **ക്രാന്തികമർദം *(Pc)*** എന്നും വിളിക്കുന്നു. ക്രാന്തിക താപനില, ക്രാന്തിക വ്യാപ്തം, ക്രാന്തിക മർദം എന്നിവയെ **ക്രാന്തികസ്ഥിരാങ്കങ്ങൾ** എന്നുവിളിക്കുന്നു.

30.98°C ലുള്ള CO_2 ന്റെ സമതാപീയവക്രത്തിന്റെ, *'E'* എന്ന ബിന്ദുവിന് മുകളിലേക്കു പോകുമ്പോൾ, മർദത്തിൽ ഉയർന്ന വ്യത്യാസം കാണാമെങ്കിലും വ്യാപ്തം വളരെ കുറച്ചുമാത്രമേ കുറയുന്നുള്ളൂ. ഇതിൽ നിന്ന് മനസിലാകുന്നത്, ദ്രാവകങ്ങൾക്ക് സമ്മർദക്ഷമത വളരെ കുറവാണെന്നാണ്. അതായത് *'E'* എന്ന ബിന്ദുവിനും മുകളിലേക്കുവരുന്ന കുത്തനെയുള്ള സമതാപീയവക്രത്തിന്റെ ഭാഗം ദ്രാവകത്തെ പ്രതിനിധാനം ചെയ്യുന്നു. *30.98°C* നു താഴെയുള്ള താപനിലയിൽ CO_2 ന്റെ സമതാപീയവക്രം വളരെ

വ്യത്യസ്തമാണ്. ഉദാഹരണമായി ചിത്രം 5.13 ൽ, $21.5°C$ ലെ സമതാപീയവക്രം പരിശോധിക്കുക. 'B' എന്ന ബിന്ദു വരെ CO_2 വാതകാവസ്ഥയിലാണ്. ഈ



ചിത്രം 5.13: വ്യത്യസ്ത താപനിലകളിലുള്ള CO_2 ന്റെ ഐസോതേമുകൾ

ബിന്ദുവിൽ വച്ച് ഒരു നിശ്ചിത വ്യാപ്തമുള്ള ദ്രാവകം രൂപപ്പെടുന്നു. തുടർന്നങ്ങോട്ട് ദ്രാവക-വാതക അവസ്ഥകൾ ഒരേ സമയം നിലനിൽക്കുകയും, വ്യാപ്തം കുറയുന്നതിനനുസരിച്ച് മർദത്തിൽ വ്യത്യാസം വരാതെ തന്നെ (തിരശ്ചീനവര) വാതകം ദ്രാവകാവസ്ഥയിലേക്ക് മാറിക്കൊണ്ടിരിക്കുകയും 'C' എന്ന ബിന്ദുവിലെത്തുമ്പോൾ മുഴുവൻ വാതകവും ദ്രവീകരിയ്ക്കപ്പെടുകയും ചെയ്യുന്നു. 'C' യ്ക്ക് ശേഷം മർദം വർധിപ്പിച്ചാൽ വ്യാപ്തത്തിന് നേരിയ കുറവ് മാത്രമേ ഉണ്ടാകുന്നുള്ളൂ. ഇത് സമതാപീയവക്രത്തിന്റെ കുത്തനെയുള്ള ഭാഗം സൂചിപ്പിക്കുന്നു. അതായത് P_2 - ൽ നിന്നും P_3 - ലേക്ക് ഉയർന്ന മർദവ്യത്യാസം സംഭവിക്കുമ്പോൾ വ്യാപ്തത്തിൽ വളരെ തുച്ഛമായ കുറവാണ് (V_2 - ൽ നിന്നും V_3 - ലേക്ക്) സംഭവിക്കുന്നത്.

CO_2 ന്റെ ക്രാന്തിക താപനിലയ്ക്ക് താഴെയുള്ള ഏത് സമതാപീയവക്രങ്ങളും ഇതേ പ്രവണത കാണിക്കുന്നു. എന്നാൽ താപനില കുറയുന്നതിനനുസരിച്ച് തിരശ്ചീനഭാഗത്തിന്റെ നീളം കൂടികൂടി വരുന്നതുകാണാം. ക്രാന്തികബിന്ദുവിൽ (E) തിരശ്ചീനഭാഗം ചുരുങ്ങി ഒരു ബിന്ദുവിലേക്കെത്തുന്നതായി പരിഗണിക്കാം. ഇത്തരത്തിൽ നോക്കിയാൽ ചിത്രം 5.13 ൽ 'A' എന്ന ബിന്ദു വാതകാവസ്ഥയെയും, 'D' എന്ന ബിന്ദു ദ്രാവകാവസ്ഥയെയും, കുംഭാകൃതിയിൽ *(dome shaped)* എടുത്തുകാട്ടിയിട്ടുള്ള (ദ്വയാവസ്ഥാമേഖല - *two phase region*) ഭാഗത്തുള്ള ഏതു ബിന്ദുവും കാർബൺഡൈഓക്സൈഡിന്റെ ദ്രാവക-വാതക അവസ്ഥകളുടെ സന്തുലനത്തെയും സൂചിപ്പിക്കുന്നു. സ്ഥിരതാപനിലയിൽ മർദം ചെലുത്തിയാൽ എല്ലാ വാതകങ്ങളുടെയും സ്വഭാവം കാർബൺഡൈ ഓക്സൈഡിനോട് സാമ്യത പുലർത്തും.

എല്ലായ്പ്പോഴും ഏതെങ്കിലും ഒരു പ്രാവസ്ഥ *(Phase)* മാത്രം നിലനിർത്തിക്കൊണ്ട് ഒരു വാതകത്തെ നേരിട്ട് ദ്രാവകമാക്കാനോ തിരിച്ച് ദ്രാവകത്തെ നേരിട്ട് വാതകമാക്കാനോ കഴിയും. ഉദാഹരണമായി ചിത്രം 5.13 അനുസരിച്ച് 'A' യിൽ നിന്നും 'F' ലേക്ക് എത്താൻ ഒരു വാതകത്തിന്റെ താപനില ഉയർത്തിയാൽ മതി. അതിനുശേഷം അതിനെ കംപ്രസ് ചെയ്താൽ $31.1°C$ ലെ സമതാപീയവക്രത്തിലെ 'G' എന്ന ബിന്ദുവിലെത്താം. ഇനി താപനിലകുറച്ചാൽ (വ്യാപ്തം സ്ഥിരമാക്കി നിർത്തി) 'D' എന്ന ബിന്ദുവിലെത്താം. G - ൽ നിന്ന് D - ലേക്ക് വരുന്ന ഘട്ടത്തിൽ ക്രാന്തിക സമതാപീയ വക്രത്തിലെ 'H' എന്ന ബിന്ദു മറികടക്കുമ്പോൾ വാതകം ദ്രാവകമായി മാറുന്നു. ഈ പ്രക്രിയയിൽ വാതക ദ്രാവകാവസ്ഥകൾ സന്തുലനത്തിൽ നിൽക്കുന്ന കുംഭാകൃതിയിലുള്ള ഭാഗത്തുകൂടി കടന്നുപോകുന്നില്ല. വാതകം നേരിട്ട് പൂർണമായി ദ്രാവകമാകുന്നു.

ഈ പാഠഭാഗത്തിൽനിന്ന് നമുക്ക് മനസിലാക്കാൻ കഴിയുന്നത്, ഏതൊരു വാതകത്തെയും അതിന്റെ ക്രാന്തികതാപനിലയ്ക്ക് താഴെ വച്ചുമാത്രമേ ദ്രവീകരിക്കാൻ കഴിയുകയുള്ളുവെന്നാണ്. ക്രാന്തികതാപനിലയിൽ തന്നെയാണ് ദ്രവീകരണപ്രക്രിയ നടത്തുന്നതെങ്കിൽ ഒരവസ്ഥയിൽ മാത്രമായിരിക്കും എല്ലായ്പ്പോഴും പദാർഥം കാണപ്പെടുന്നത്. അതായത്, വാതകാവസ്ഥയുടെ തുടർച്ചയാണ് ദ്രാവകാവസ്ഥ. ഇവയെ രണ്ടിനെയും ദ്രവം എന്ന് വിളിക്കാം. ഒരുതരത്തിൽ ദ്രാവകമെന്നത് കൂടുതൽ സാന്ദ്രീകൃതമായ വാതകമാണെന്ന് പറയാം. ക്രാന്തികതാപനിലയ്ക്കുതാഴെ ദ്രാവകവാതക അവസ്ഥകൾ തമ്മിൽ വേർതിരിച്ച് അറിയാൻ കഴിയും. എന്നാൽ ക്രാന്തികതാപനിലയിൽ അവയെ വേർതിരിക്കുന്ന പ്രതലം അപ്രത്യക്ഷമാകുന്നതിനാൽ അവയെ വേർതിരിച്ചറിയാൻ കഴിയില്ല.

ക്രാന്തികതാപനിലയ്ക്ക് താഴെ ഒരു വാതകത്തെ മർദം ചെലുത്തി ദ്രാവകമാക്കാൻ കഴിയുമെന്ന് നമുക്കറിയാം. ഈ സാഹചര്യത്തിൽ വാതകത്തെ ആ പദാർഥത്തിന്റെ 'ബാഷ്പം' എന്നുവിളിക്കാം. ചില പദാർഥങ്ങളുടെ ക്രാന്തികസ്ഥിരാങ്കങ്ങൾ ചുവടെ ചേർക്കുന്നു.

പട്ടിക 5.4:
ചില പദാർഥങ്ങളുടെ ക്രാന്തികസ്ഥിരാങ്കങ്ങൾ

പദാർഥം	T_c /K	p_c /bar	V_c/dm^3 mol^{-1}
H_2	33.2	12.97	0.0650
He	5.3	2.29	0.0577
N_2	126.	33.9	0.0900
O_2	154.3	50.4	0.0744
CO_2	304.10	73.9	0.0956
H_2O	647.1	220.6	0.0450
NH_3	405.5	113.0	0.0723

ചോദ്യം 5.5

NH_3, CO_2 എന്നിവയുടെ ക്രാന്തിക താപനിലകൾ യഥാക്രമം 405.5K, 304.10K എന്നിങ്ങനെയാണ്. ഇവയെ 500K താപനിലയിൽ നിന്ന് തണുപ്പിച്ചുകൊണ്ടുവന്നാൽ ആദ്യം ദ്രവീകൃതമാകുന്നത് ഏത് പദാർഥമായിരിക്കും?

ഉത്തരം:

NH_3 യ്ക്ക് ആദ്യം ദ്രവീകരണം സംഭവിക്കും. (കാരണം : ഉയർന്ന താപനിലയിൽ നിന്ന് താഴേക്ക് വരുമ്പോൾ ആദ്യം എത്തുന്നത് NH_3 യുടെ ക്രാന്തിക താപനിലയാണ്.)

5.11 ദ്രാവകാവസ്ഥ (Liquid State)

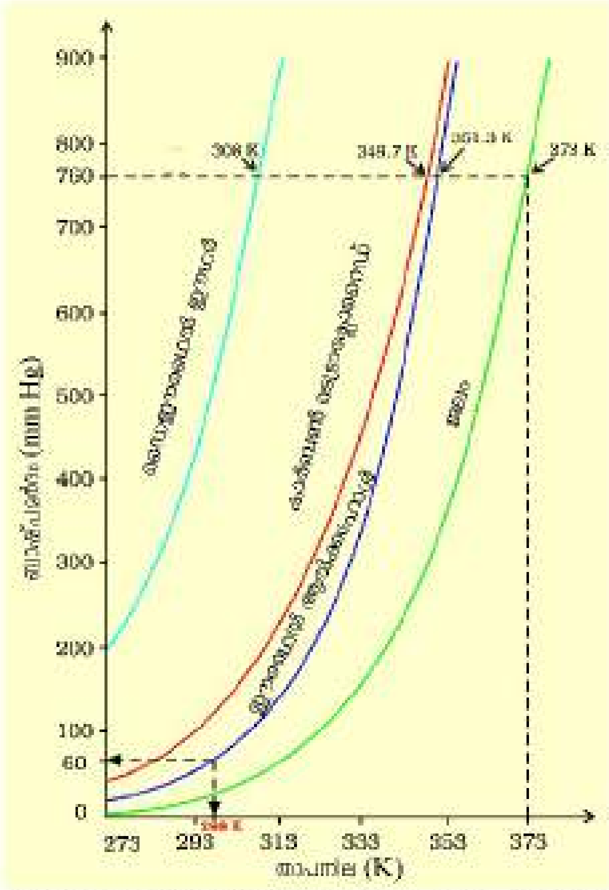
വാതകങ്ങളെ അപേക്ഷിച്ച് അന്തർതന്മാത്രികാബലങ്ങൾ ദ്രാവകങ്ങളിൽ കൂടുതൽ ശക്തമാണ്. ദ്രാവകാവസ്ഥയിൽ തന്മാത്രകൾ അടുത്ത് സ്ഥിതിചെയ്യുന്നതിനാൽ തന്മാത്രകൾക്കിടയിലുള്ള ശൂന്യസ്ഥലത്തിന്റെ അളവ് തീരെ കുറവായിരിക്കും. അതിനാൽ സാധാരണ സാഹചര്യങ്ങളിൽ ദ്രാവകങ്ങൾക്ക് വാതകങ്ങളെക്കാൾ സാന്ദ്രത കൂടുതലായിരിക്കും.

ദ്രാവകാവസ്ഥയിൽ അന്തർതന്മാത്രാ ആകർഷണബലം തന്മാത്രകളെ അടുപ്പിച്ച് നിർത്തിയിരിക്കുന്നതിനാൽ, തന്മാത്രകൾക്ക് നിശ്ചിതവ്യാപ്തമുണ്ട്. എന്നിരുന്നാലും, തന്മാത്രകൾക്ക് സ്വതന്ത്രമായി സഞ്ചരിക്കാൻ കഴിയുന്നതിനാലാണ് ദ്രാവകങ്ങൾക്ക് ഒഴുകിമാറുന്നതിനും, ഒന്നിൽനിന്ന് മറ്റൊന്നിലേക്ക് ഒഴുകുന്നതിനും കഴിയുന്നത്. കൂടാതെ, ദ്രാവകങ്ങൾക്ക് സ്ഥിതിചെയ്യുന്ന പാത്രത്തിന്റെ ആകൃതി സ്വീകരിക്കാനും കഴിയുന്നു. തുടർന്നുവരുന്ന ഭാഗങ്ങളിൽ ദ്രാവകങ്ങളുടെ ചില ഭൗതികസ്വഭാവങ്ങളായ ബാഷ്പമർദം (Vapour pressure), പ്രതലബലം (Surface tension), ശ്യാനത (Viscosity) എന്നിവയെക്കുറിച്ച് നമുക്ക് മനസിലാക്കാം.

5.11.1 ബാഷ്പമർദം (Vapour Pressure)

വായു പൂർണമായും നീക്കം ചെയ്ത ഒരു അടപ്പുള്ള പാത്രത്തിൽ കുറച്ച് ദ്രാവകം എടുത്താൽ, ദ്രാവകത്തിന്റെ ഒരു ഭാഗം ബാഷ്പീകരിച്ച്, ബാഷ്പം പാത്രത്തിന്റെ ഒഴിഞ്ഞ സ്ഥലങ്ങളിൽ പൂർണമായും നിറയുന്നതായി മനസിലാക്കാം. ഇങ്ങനെ ബാഷ്പീകരിച്ചുണ്ടാകുന്ന ദ്രാവകബാഷ്പം, അത് സ്ഥിതിചെയ്യുന്ന പാത്രത്തിന്റെ വശങ്ങളിൽ പ്രയോഗിക്കുന്ന മർദത്തിന്റെ അളവ് കൂടിവരികയും ചെയ്യുന്നു. കുറച്ചുകഴിയുമ്പോൾ ദ്രാവകാവസ്ഥയും ബാഷ്പാവസ്ഥയും തമ്മിൽ ഒരു സംതുലനം സംജാതമാകുകയും, മർദം സ്ഥിരമാകുകയും ചെയ്യുന്നു. ഇപ്പോൾ അനുഭവപ്പെടുന്ന ബാഷ്പമർദം സംതുലനബാഷ്പമർദം (equilibrium vapour pressure) അഥവാ പൂരിതബാഷ്പമർദം (saturated vapour pressure) എന്നറിയപ്പെടുന്നു. ബാഷ്പീകരണപ്രക്രിയ താപനിലയെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നതിനാൽ, ബാഷ്പീകരണമർദം പ്രതിപാദിക്കുമ്പോൾ താപനിലയും വ്യക്തമാക്കേണ്ടതുണ്ട്.

ഒരു തുറന്ന പാത്രത്തിലിരിക്കുന്ന ദ്രാവകത്തെ ചൂടാക്കിയാൽ, ദ്രാവകത്തിന്റെ പ്രതലത്തിൽനിന്ന് ബാഷ്പീകരണം സംഭവിക്കുന്നു. അന്തരീക്ഷമർദം, ബാഷ്പമർദവുമായി തുലനം ചെയ്യുന്ന താപനിലയിൽ ദ്രാവകത്തിന്റെ എല്ലാഭാഗങ്ങളിൽനിന്നും ബാഷ്പീകരണം സംഭവിക്കുകയും ബാഷ്പം ചുറ്റുപാടുകളിലേക്ക് സ്വതന്ത്രമായി വ്യാപിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. ഇങ്ങനെ ദ്രാവകങ്ങളുടെ എല്ലാഭാഗത്തുനിന്നും സംഭവിക്കുന്ന സ്വതന്ത്രമായ ബാഷ്പീകരണത്തെ **തിളയ്ക്കൽ (boiling)** എന്നുപറയുന്നു. ഒരു ദ്രാവകത്തിന്റെ ബാഷ്പമർദം ബാഹ്യമർദത്തിന് തുല്യമാകുന്ന താപനിലയെ ദ്രാവകത്തിന്റെ **തിളനില (boiling temperature)** എന്നുപറയുന്നു. ചില സാധാരണ ദ്രാവകങ്ങളുടെ വ്യത്യസ്ത താപനിലയിലുള്ള ബാഷ്പമർദം താഴെക്കൊടുത്തിരിക്കുന്നു. (ചിത്രം 5.14)



ചിത്രം 5.14: ചില സാധാരണ ദ്രാവകങ്ങളുടെ ബാഷ്പമർദം-താപനിലയുടെ രേഖാചിത്രം

1 atm മർദത്തിലുള്ള ഒരു ദ്രാവകത്തിന്റെ തിളനിലയെ സാധാരണ തിളനിലയെന്നും, (normal boiling point) 1 bar മർദത്തിലുള്ള തിളനിലയെ പ്രമാണ തിളനില (standard boiling point)എന്നുംപറയുന്നു. 1 bar മർദം എന്നത് 1atm മർദത്തേക്കാൾ അല്പം കുറവായതിനാൽ ഒരു ദ്രാവകത്തിന്റെ പ്രമാണതിളനില സാധാരണ തിളനിലയേക്കാൾ അല്പം കുറവായിരിക്കും. ജലത്തിന്റെ സാധാരണ താപനില 100°C (373K) ഉം, പ്രമാണ താപനില 99.6°C (372.6K) ഉം ആകുന്നു.

ഉയർന്ന പ്രദേശങ്ങളിലെ അന്തരീക്ഷമർദം, കടൽനിരപ്പിലെ അന്തരീക്ഷമർദത്തേക്കാൾ കുറവായതിനാൽ പർവതപ്രദേശങ്ങളിൽ ദ്രാവകങ്ങളുടെ തിളനില കുറവായിരിക്കും. ഇതിനാൽ പർവതപ്രദേശങ്ങളിൽ ആഹാരം പാകം ചെയ്യുന്നതിന് പ്രഷർകുക്കർ ഉപയോഗിക്കുന്നു. ആശുപത്രികളിൽ സർജിക്കൽ ഉപകരണങ്ങളെ അണുവിമുക്തമാക്കാൻ ഉപയോഗിക്കുന്ന ആട്ടോക്ലേവുകളിൽ, ജലത്തിന്റെ തിളനില ഉയർത്തുന്നതിനായി, അതിന്റെ മൂടികൾക്ക് ഉയർന്നഭാരം നൽകി അന്തരീക്ഷമർദത്തേക്കാൾ ഉയർന്ന മർദം സൃഷ്ടിക്കുന്നുണ്ട്.

ദ്രാവകങ്ങൾ അടച്ചുറപ്പുള്ള പാത്രങ്ങളിലെടുത്ത് ചൂടാക്കിയാൽ, അവ തിളയ്ക്കുന്നില്ല. തുടർച്ചയായി ചൂടാക്കിയാൽ ബാഷ്പമർദം ക്രമേണ വർധിക്കുന്നു. തുടക്കത്തിൽ ബാഷ്പാവസ്ഥയും ദ്രാവകാവസ്ഥയും തമ്മിലുള്ള വേർതിരിവ് വ്യക്തമായി കാണാൻ കഴിയും. കാരണം, ദ്രാവകത്തിന് ബാഷ്പത്തേക്കാൾ സാന്ദ്രത കൂടുതലാണ്. എന്നാൽ ചൂടാക്കൽ പ്രക്രിയ തുടർന്നുകൊണ്ടിരുന്നാൽ ബാഷ്പത്തിന്റെ സാന്ദ്രത വർധിക്കുകയും, ദ്രാവകത്തിന്റെ സാന്ദ്രത കുറയുകയും, ഒടുവിൽ രണ്ടും തുല്യമാവുകയും ചെയ്യും. ഇക്കാരണത്താൽ ദ്രാവകവും ബാഷ്പവുമായുള്ള വ്യക്തമായ വേർതിരിവ് ഇല്ലാതാവും. ഈ പ്രത്യേക അവസര സംജാതമാക്കുന്ന താപനിലയെ ക്രാന്തിക താപനിലയെന്ന് പറയുന്നു. ഇതിനെക്കുറിച്ച് ഈ അധ്യായത്തിൽതന്നെ ഭാഗം 5.10 ൽ നാം ചർച്ച ചെയ്തിട്ടുണ്ട്.

5.11.2 പ്രതലബലം (Surface Tension)

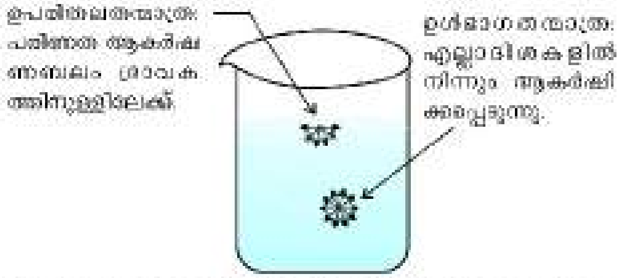
ദ്രാവകങ്ങൾക്ക് അവയെ ഉൾക്കൊള്ളുന്ന പാത്രത്തിന്റെ രൂപമാണ് ഉള്ളതെന്ന് നമുക്കറിയാം. എന്നാൽ എന്തുകൊണ്ടായിരിക്കും മെർക്കുറിയുടെ ചെറുതുള്ളികൾ ഉപരിതലത്തിൽ പടരുന്നതിനുപകരം ഗോളാകൃതിയുള്ള മുത്തുകളായി സ്ഥിതിചെയ്യുന്നത്? എന്തുകൊണ്ടാണ് പുഴയുടെ അടിത്തട്ടിൽ വേർപെട്ടിരിക്കുന്ന മണൽത്തരികൾ പുറത്തെടുക്കുമ്പോൾ ഒട്ടിച്ചേർന്നിരിക്കുന്നത്? ഒരു കേശിക നാളി (capillar tube) ഒരു ദ്രാവകത്തിന്റെ പ്രതലത്തിൽ താഴ്ത്തിയാൽ അതിന്റെ ചെറു സുഷിരത്തിൽക്കൂടി ദ്രാവകം ഉയരുകയോ അഥവാ താഴുകയോ ചെയ്യുന്നത് എന്തുകൊണ്ടായിരിക്കും? ഈ പ്രതിഭാസങ്ങൾക്കെല്ലാം കാരണം ദ്രാവകങ്ങളുടെ സവിശേഷഗുണമായ പ്രതലബലമാണ്.

ദ്രാവകത്തിന്റെ ഉൾഭാഗത്തുള്ള ഒരു തന്മാത്രയ്ക്ക് എല്ലാ വശങ്ങളിൽ നിന്നും അനുഭവപ്പെടുന്ന അന്തർതന്മാത്രാബലം തുല്യമായിരിക്കും. ആയതിനാൽ തന്മാത്രയിൽ പരിണതബലം അനുഭവപ്പെടുന്നില്ല. എന്നാൽ ദ്രാവക ഉപരിതലത്തിലെ തന്മാത്രയിൽ അനുഭവപ്പെടുന്ന പരിണത ആകർഷണബലം ദ്രാവകത്തിന്റെ ഉൾവശത്തേയ്ക്കായിരിക്കും. (ചിത്രം 5.15) ഇതിനുകാരണം ഉപരിതല തന്മാത്രകൾക്കടിയിൽ തന്മാത്രകൾ ഉണ്ടായിരിക്കുന്നതും മുകളിൽ തന്മാത്രകൾ ഇല്ലാതിരിക്കുന്നതുമാണ്.

ദ്രാവകങ്ങൾക്ക് അവയുടെ ഉപരിതലവിസ്തീർണം കുറയ്ക്കാനുള്ള പ്രവണതയുണ്ട്. ഉപരിതലത്തിലെ തന്മാത്രകളിൽ ചെലുത്തപ്പെടുന്ന പരിണതബലം കീഴ്ഭാഗത്തേയ്ക്കാണ്. മാത്രവുമല്ല, അവയ്ക്ക് പരിണത

ബലം ഒട്ടും തന്നെ ചെലുത്തപ്പെടാത്ത ഉൾഭാഗത്തെ തന്മാത്രകളെക്കാൾ ഊർജവും കൂടുതലാണ്. ആയതിനാൽ ദ്രാവകങ്ങൾ അവയുടെ ഉപരിതലത്തിൽ തന്മാത്രകളുടെ എണ്ണം കുറയ്ക്കാൻ ശ്രമിക്കുന്നു.

ഉൾഭാഗത്ത് നിന്ന് ഒരു തന്മാത്രയെ വലിച്ച് ദ്രാവക ഉപരിതലം വികസിപ്പിക്കുന്നതിന് ആകർഷണബലത്തെ അതിജീവിക്കേണ്ടതായിവരുന്നു. ഇതിനായി ഊർജം ചെലവഴിക്കേണ്ടതുണ്ട്. ദ്രാവകഉപരിതല വിസ്തീർണം ഒരു യൂണിറ്റ് വർധിപ്പിക്കുന്നതിനാവശ്യമായി വരുന്ന ഊർജത്തെയാണ് ഉപരിതലഊർജം (surface energy) എന്നുവിളിക്കുന്നത്.



ചിത്രം 5.15 : ദ്രാവകത്തിന്റെ ഉപരിതലത്തിലുള്ള ഒരു തന്മാത്രയിലും ഉൾഭാഗത്തുള്ള ഒരു തന്മാത്രയിലും അനുഭവപ്പെടുന്ന ബലങ്ങൾ.

ഇതിന്റെ ഏകകം ആണ് $J\ m^{-2}$. ദ്രാവക ഉപരിതലത്തിൽ വരയ്ക്കപ്പെടുന്ന സാങ്കൽപികരേഖയിൽ യൂണിറ്റ് നീളത്തിൽ ലംബമായി അനുഭവപ്പെടുന്ന ബലമാണ് പ്രതലബലം. ഇതിനെ ഗ്രീക്ക് അക്ഷരമായ γ (ഗാമ) കൊണ്ട് സൂചിപ്പിക്കുന്നു. ഇതിന്റെ അളവ് $Kg\ S^{-2}$ ഉം SI ഏകകം Nm^{-1} ആണ്. ഒരു ദ്രാവകത്തിന്റെ ഊർജനില കുറഞ്ഞിരിക്കുന്നത് അതിന്റെ ഉപരിതലവിസ്തീർണം കുറവായിരിക്കുമ്പോഴാണ്. ഉപരിതലവിസ്തീർണം ഏറ്റവും കുറവുള്ളത് ഗോളാകൃതിയ്ക്കാണ്. ഇതുകൊണ്ടാണ് മെർക്കുറിത്തുള്ളികൾക്ക് ഗോളാകൃതിയുള്ളത്. ഈ കാരണം തന്നെയാണ് കൂർത്ത ഗ്ലാസ് വക്കുകൾ ചൂടാക്കി മിനുസമുള്ളതാക്കി മാറ്റുന്നതിന് പിന്നിലുള്ളതും. ചൂടാക്കുമ്പോൾ ഗ്ലാസ് ഉരുകുകയും, വക്കുകളിൽ ദ്രാവകത്തിന്റെ ഉപരിതലം ഉരുണ്ട ആകൃതിയിൽ മിനുസമുള്ളതായി മാറുകയും ചെയ്യുന്നു. ഇതിനെയാണ് ഗ്ലാസിന്റെ ഫയർപോളീഷിംഗ് എന്നുവിളിക്കുന്നത്.

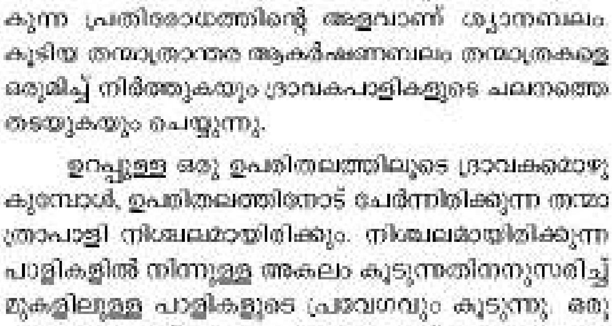
ദ്രാവകങ്ങളുടെ കേശികത്വത്തിന് (capillarity) കാരണം പ്രതലബലമാണ്. ദ്രാവകങ്ങൾ വസ്തുക്കളെ നനയ്ക്കുന്നതിന് കാരണം അവ നേർത്ത ഫിലിമുകളുടെ (സ്തരങ്ങളുടെ) രൂപത്തിൽ വസ്തുക്കളുടെ ഉപരിതലത്തിൽ പടരുന്നതാണ്. നനഞ്ഞ മണൽത്തരികൾ ഒട്ടിച്ചേർന്നിരിക്കാൻ കാരണം അവയ്ക്കിടയിലെ നേർത്ത ജലസ്തരങ്ങളുടെ ഉപരിതലവിസ്തീർണം കുറയുന്നതാണ്. ദ്രാവകഉപരിതലത്തിന് വലിവുഗുണം നൽകുന്നതും പ്രതലബലമാണ്. നിരന്ന പ്രതലത്തിൽ, ഗുരുത്വാകർഷണം മൂലം തുള്ളികൾ ചെറുതായി പടർന്നിരിക്കുന്നു. എന്നാൽ ഭൂഗുരുത്വത്തിന്റെ അഭാവത്തിൽ തുള്ളികൾ കൃത്യമായും ഗോളാകൃതിയിലായിരിക്കും.

ഒരു ദ്രാവകത്തിൽ അനുഭവപ്പെടുന്ന പ്രതലബലത്തിന്റെ തോത് അതിലെ തന്മാത്രകൾക്കിടയിലുള്ള ആകർഷണബലത്തെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. ആകർഷണബലം കൂടുതലാണെങ്കിൽ പ്രതലബലവും കൂടുതലായിരിക്കും. താപനില വർധിക്കുന്നതിനനുസരിച്ച് തന്മാത്രകളുടെ ഗതികോർജം കൂടുകയും അവയ്ക്കിടയിലുള്ള ആകർഷണബലം കുറയുകയും ചെയ്യുന്നു. ആയതിനാൽ താപനില വർധിക്കുന്നതിനനുസരിച്ച് പ്രതലബലം കുറയുന്നു.

5.11.3 ശ്യാനത (Viscosity)

ദ്രാവകങ്ങളുടെ സവിശേഷഗുണങ്ങളിൽ ഒന്നാണ് ശ്യാനത. ദ്രാവകപാളികളിൽ ഒന്ന് മറ്റൊന്നിന് മുകളിലൂടെ നിരങ്ങിനീങ്ങുമ്പോഴുണ്ടാകുന്ന ആന്തരിക ഘർഷണം കാരണം ദ്രാവകത്തിന്റെ ഒഴുക്കിലുണ്ടാകുന്ന പ്രതിരോധത്തിന്റെ അളവാണ് ശ്യാനബലം. കൂടിയ തന്മാത്രാന്തര ആകർഷണബലം തന്മാത്രകളെ ഒരുമിച്ച് നിർത്തുകയും ദ്രാവകപാളികളുടെ ചലനത്തെ തടയുകയും ചെയ്യുന്നു.

ഉറപ്പുള്ള ഒരു ഉപരിതലത്തിലൂടെ ദ്രാവകമൊഴുകുമ്പോൾ, ഉപരിതലത്തിനോട് ചേർന്നിരിക്കുന്ന തന്മാത്രാപാളി നിശ്ചലമായിരിക്കും. നിശ്ചലമായിരിക്കുന്ന പാളികളിൽ നിന്നുള്ള അകലം കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് മുകളിലുള്ള പാളികളുടെ പ്രവേഗവും കൂടുന്നു. ഒരു പാളിയിൽനിന്ന് മറ്റൊരു പാളിയിലേക്ക് പോകുമ്പോൾ അവയുടെ പ്രവേഗത്തിൽ ക്രമമായ വ്യതിയാനമുണ്ടാകുന്നു. ഇത്തരത്തിലുള്ള ഒഴുക്കിനെയാണ് 'ലാമിനാർ ഫ്ളോ' എന്നു പറയുന്നത്. ഒഴുകുന്ന ദ്രാവകത്തിലെ ഏതെങ്കിലും ഒരു പാളിയെ പരിഗണിച്ചാൽ (ചിത്രം 5.16) അതിനുമുകളിലുള്ള പാളി അതിന്റെ ഒഴുക്കിനെ വർധിപ്പിക്കുന്നതായും അടിയിലുള്ള പാളി അതിന്റെ ഒഴുക്കിനെ തടസപ്പെടുത്തുന്നതായും കാണാം.



ചിത്രം 5.16: ലാമിനാർ ഫ്ളോയിൽ പ്രവേഗത്തിലുണ്ടാകുന്ന ക്രമമായ മാറ്റം

'dz' അകലത്തിലുള്ള പാളിയുടെ പ്രവേഗ വ്യത്യാസം 'du' ആണെങ്കിൽ പ്രവേഗവ്യതിയാനമാനം (velocity gradient) $\frac{du}{dz}$. ദ്രാവകപാളികളുടെ ഒഴുക്കിനെ നിലനിർത്താൻ ഒരു ബലം ആവശ്യമാണ്. ഈ ബലം സമ്പർക്കവിസ്തീർണത്തിനും പ്രവേഗ വ്യതിയാനമാനത്തിനും നേർ അനുപാതത്തിലായിരിക്കും.

ആതായത്, $F \propto A$ (A സമ്പർക്കവിസ്തീർണം)

$F \propto \frac{du}{dz}$ (ഇവിടെ, $\frac{du}{dz}$ പ്രവേഗവ്യതിയാനമാനം - ദൂരത്തിനനുസരിച്ച് പ്രവേഗത്തിലുണ്ടാകുന്ന മാറ്റം)

$$F \propto A\frac{du}{dz}$$

$$\Rightarrow F = \eta A\frac{du}{dz}$$

അനുപാതസ്ഥിരാങ്കമായ ' η ' ശ്യാനതാഗുണാങ്കം (Coefficient of viscosity) എന്നറിയപ്പെടുന്നു. പ്രവേഗവ്യതിയാനമാനവും സമ്പർക്കവിസ്തീർണവും ഒരു യൂണിറ്റ് വീതമാകുമ്പോൾ അനുഭവപ്പെടുന്ന ബലമാണ് ശ്യാനതാഗുണാങ്കം. ആയതിനാൽ ' η ' ശ്യാനതയുടെ അളവാണ്. ശ്യാനതാഗുണാങ്കത്തിന്റെ SI ഏകകമാണ് ന്യൂട്ടൺ സെക്കന്റ് മീറ്റർ സ്ക്വയർ (Nsm^{-2}) = പാസ്കൽ സെക്കന്റ് ($1 Pa\,s = 1 kg\,m^{-1}s^{-1}$). cgs വ്യവസ്ഥയിൽ ശ്യാനതാഗുണാങ്കത്തിന്റെ ഏകകമാണ് പോയ്സ് (മഹാനായ ശാസ്ത്രജ്ഞനായ ജീൻലൂയി പോയ്സെല്ലിയുടെ പേരിലറിയപ്പെടുന്നു.)

1 പോയ്സ് (Poise) = $1\ g\,cm^{-1}s^{-1} = 10^{-1} kg\,m^{-1}s^{-1}$

ശ്യാനതാബലം കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് ദ്രാവകത്തിന്റെ ഒഴുക്ക് കുറയുന്നു. ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനവും വാൻഡെർ വാൾസ് ബലങ്ങളും ഉയർന്ന ശ്യാനത സൃഷ്ടിക്കുന്നതിന് അനുയോജ്യമായ ശക്തിയുള്ളവയാണ്. ഗ്ലാസ് ഉയർന്ന ശ്യാനതയുള്ള ഒരു ദ്രാവകമാണ്. ഇതുകാരണമാണ് ഇതിന്റെ പല ഗുണങ്ങളും ഖരത്തിനോട് സാദൃശ്യമുള്ളതാകുന്നത്. ഗ്ലാസുകളുടെ ഒഴുകുവാനുള്ള കഴിവ് പഴയകെട്ടിടങ്ങളുടെ ജനൽ പാളികളുടെ കനത്തിൽ നിന്ന് മനസിലാക്കാൻ കഴിയും. ഇവയുടെ കനം മുകളിൽ കുറവും താഴെ അൽപ്പം കൂടുതലുമായിരിക്കും.

താപനില കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് ശ്യാനത കുറയുന്നു. ഇതിനുകാരണം, ഉയർന്ന താപനിലയിൽ തന്മാത്രകൾക്ക് ഉയർന്ന ഗതികോർജമുണ്ടായിരിക്കുകയും അത് പാളികൾക്കിടയിലുള്ള അന്തർതന്മാത്രാബലത്തെ അതിജീവിക്കാൻ സഹായിക്കുകയും ചെയ്യുന്നതാണ്.

സംഗ്രഹം

അന്തർതന്മാത്രാബലങ്ങൾ സാധ്യമാകുന്നത് ദ്രവ്യത്തിലെ കണങ്ങൾ തമ്മിലാണ്. ഈ ബലങ്ങൾ രണ്ട് വ്യത്യസ്ത ചാർജുകളുള്ള അയോണുകൾ തമ്മിലുള്ള സ്ഥിതവൈദ്യുതബലത്തിൽ നിന്ന് വിഭിന്നമാണ്. കൂടാതെ ഈ ആകർഷണബലം ഒരു സഹസംയോജക തന്മാത്രയിലെ ആറ്റങ്ങളെ യോജിപ്പിച്ചുനിർത്തുന്ന ബലത്തിലും ഉൾപ്പെടുന്നില്ല. താപോർജത്തിലും അന്തർതന്മാത്രാബലത്തിലുമുള്ള ഏറ്റക്കുറച്ചിലുകളാണ് ദ്രവ്യത്തിന്റെ അവസ്ഥ തീരുമാനിക്കുന്നത്. വാതകങ്ങളുടെ പ്രവർത്തനരീതി, ഖരാവസ്ഥയുടെയും ദ്രാവകാവസ്ഥയുടെയും ലക്ഷണങ്ങൾ, ദ്രവ്യത്തിൽ ഉൾക്കൊള്ളുന്ന കണികയുടെ ഊർജവും, അവ തമ്മിലുള്ള പാരസ്പര്യത്തിന്റെയും ഫലമായിട്ടുള്ള അവസ്ഥാന്തരം എന്നിവയാണ്. ദ്രവ്യത്തിന്റെ സ്ഥൂലസ്വഭാവങ്ങൾ അവസ്ഥയിലുണ്ടാകുന്ന മാറ്റം രാസഗുണങ്ങളെ വ്യത്യാസപ്പെടുത്തുന്നില്ല. എങ്കിലും, പ്രവർത്തനക്ഷമത ഭൗതികാവസ്ഥയെ ആശ്രയിച്ചായിരിക്കും.

ഒരു വാതകത്തിലെ തന്മാത്രകൾ തമ്മിലുള്ള പാരസ്പര്യബലം തുലോം കുറവാണ്. കൂടാതെ, രാസസ്വഭാവത്തിന് ഇതിൽ യാതൊരു സ്വാധീനവും ഉണ്ടായിരിക്കില്ല. പരീക്ഷണങ്ങളിലൂടെ മനസിലാക്കിയ മർദം, താപനില, വ്യാപ്തം, മാസ് എന്നീ തിരിച്ചറിയാൻ കഴിയുന്ന ഗുണങ്ങളുടെ പരസ്പരാശ്രയത്വം വ്യത്യസ്ത വാതകനിയമങ്ങൾ സൃഷ്ടിച്ചു. ബോയിൽ നിയമപ്രകാരം സമതാപീയാവസ്ഥയിൽ ഒരു നിശ്ചിതമാസ് വാതകത്തിന്റെ മർദം, വ്യാപ്തത്തിന് വിപരീതാനുപാതത്തിലായിരിക്കും. ചാൾസ് നിയമം സമമർദാവസ്ഥയിൽ കേവലതാപനിലയും വ്യാപ്തവും തമ്മിലുള്ള ബന്ധം സൂചിപ്പിക്കുന്നു. ഈ നിയമപ്രകാരം നിശ്ചിതമാസ് വാതകത്തിന്റെ വ്യാപ്തം അതിൽ അനുഭവപ്പെടുന്ന കേവലതാപനിലയ്ക്ക് നേർ അനുപാതത്തിൽ ആയിരിക്കും. $(V \propto T)$ ഒരു വാതകത്തിന്റെ പ്രാരംഭ അവസ്ഥ p_1, V_1, T_1 എന്നും പുതിയ അവസ്ഥ p_2, V_2, T_2 എന്നും പ്രതിനിധീകരിച്ചാൽ, ഈ അവസ്ഥകൾ തമ്മിലുള്ള ബന്ധം സംയോജിതവാതകനിയമ (combined gas law) പ്രകാരം $\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2}$ എന്നായിരിക്കും. ഇതിൽ ഏതെങ്കിലും അഞ്ച് അവസ്ഥകളുടെ മൂല്യം അറിയാമെങ്കിൽ ആറാമത്തേതിന്റെ മൂല്യം കണ്ടുപിടിക്കാം. അവഗാഡ്രോനിയമപ്രകാരം ഒരേ താപനിലയിലും മർദത്തിലും സ്ഥിതിചെയ്യുന്ന തുല്യവ്യാപ്തം വാതകങ്ങളിൽ ഉൾക്കൊള്ളുന്ന തന്മാത്രകളുടെ എണ്ണം തുല്യമായിരിക്കും. ഡാൾട്ടന്റെ ഭാഗിക മർദനിയമ **(Dalton's law of partial pressure)** പ്രകാരം പ്രവർത്തനങ്ങളിൽ ഏർപ്പെടാത്ത വാതകങ്ങളുടെ ഒരു മിശ്രിതത്തിൽ അനുഭവപ്പെടുന്ന ആകെ മർദം ഘടകവാതകങ്ങളുടെ ഭാഗികമർദങ്ങളുടെ (partial pressure) ആകെ തുകയായിരിക്കും. അതായത്, ആകെ മർദം $p = p_1+p_2+p_3+$ .... വാതകങ്ങളുടെ മർദം, വ്യാപ്തം, താപനില, മോളുകളുടെ എണ്ണം എന്നിവ തമ്മിലുള്ള ബന്ധം, വാതകത്തിന്റെ അവസ്ഥയെ വിശദമാക്കുന്നു. അതിനാൽ, അതിനെ വാതകാവസ്ഥയുടെ സമവാക്യം എന്ന് വിളിക്കുന്നു. ആദർശവാതകസമവാക്യമാണ് $pV=nRT$. ഇവിടെ R എന്നത് ഒരു സ്ഥിരാങ്കമാണ്, ഇതിന്റെ മൂല്യം, മർദം, വ്യാപ്തം, ഊഷ്മാവ് എന്നിവയുടെ യൂണിറ്റിനെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കും.

ഉയർന്ന മർദത്തിലും താഴ്ന്ന താപനിലയിലും വാതകതന്മാത്രകൾ തമ്മിൽ ഉയർന്ന അന്തർതന്മാത്രാബലം സാധ്യമാവുകയും, തന്മാത്രകൾ പരസ്പരം അടുത്തുവരുകയും ചെയ്യുന്നു. അനുയോജ്യമായ താപനിലയിലും മർദത്തിലും വാതകങ്ങളെ ദ്രവീകരിക്കാൻ കഴിയും. കുറഞ്ഞ വ്യാപ്തവും വളരെ ഉയർന്ന അന്തർതന്മാത്രാആകർഷണബലമുള്ളതുമായ വാതകത്തിന്റെ തുടർ അവസ്ഥയായാണ് ദ്രാവകാവസ്ഥയെ പരിഗണിക്കുന്നത്. പ്രതലബലം, ശ്യാനത (Viscosity) എന്നീ ദ്രാവകഗുണങ്ങൾക്കുകാരണം ഉയർന്ന അന്തർതന്മാത്രാ ആകർഷണബലമാണ്.

പരിശീലനചോദ്യങ്ങൾ

5.1 500 dm^3 വ്യാപ്തവും, 1 bar മർദ്ദത്തിലുള്ള വായുവിനെ 30°C ൽ 200 dm^3 വ്യാപ്തത്തിലേക്ക് ചുരുക്കുന്നതിന് ആവശ്യമായ ഏറ്റവും കുറഞ്ഞ മർദ്ദം എത്രയാണ്?

5.2 നിശ്ചിത അളവ് വാതകം 35°C ലും 1.2 bar മർദ്ദത്തിലും 120 mL വലിപ്പമുള്ള ഒരു പാത്രത്തിൽ ഉൾക്കൊള്ളുന്നു. വാതകത്തെ 35°C ൽ 180 mL വലിപ്പമുള്ള മറ്റൊരു പാത്രത്തിലേക്ക് മാറ്റുകയാണെങ്കിൽ, അതിന്റെ മർദ്ദം എന്തായിരിക്കും?

5.3 അവസ്ഥാസമവാക്യം, $pV=nRT$ ഉപയോഗിച്ച്, ഒരു നിശ്ചിത താപനിലയിൽ ഒരു വാതകത്തിന്റെ സാന്ദ്രത മർദ്ദത്തിന് നേർ അനുപാതത്തിലാണെന്ന് കാണിക്കുക?

5.4 0°C, ലും 2 bar മർദ്ദത്തിലും ഒരു വാതകത്തിന്റെ ഓക്സൈഡിന്റെ സാന്ദ്രത, 5 bar മർദ്ദത്തിലുള്ള ഡൈനൈട്രജന്റേതിന് തുല്യമാണ്. ആ ഓക്സൈഡിന്റെ തന്മാത്രാഭാരം എന്തായിരിക്കും?

5.5 ഒരു ഗ്രാം A എന്ന ആദർശവാതകത്തിന്റെ 27°C ലെ മർദ്ദം 2 bar എന്ന് കണ്ടെത്തിയിട്ടുണ്ട്. 2 ഗ്രാം B എന്ന മറ്റൊരു ആദർശവാതകം അതേ ഫ്ളാസ്കിലേക്ക് അതേ താപനിലയിൽ കടത്തിയാൽ മർദ്ദം 3 bar ആകുന്നു. എങ്കിൽ അവയുടെ തന്മാത്രാഭാരങ്ങൾ തമ്മിലുള്ള ബന്ധം കണ്ടെത്തുക?

5.6 ഡ്രെയിൻ ക്ലീനറായ, ഡ്രെയിനക്സ് എന്ന പദാർഥത്തിൽ ചെറിയ അളവിൽ അലൂമിനിയം അടങ്ങിയിട്ടുണ്ട്. ഇത് കാസ്റ്റിക് സോഡയുമായി പ്രവർത്തിച്ച് ഡൈഹൈഡ്രജൻ ഉണ്ടാകുന്നു. 20°C ലും 1 bar ലും 0.15g അലൂമിനിയം പ്രവർത്തിച്ചാൽ പുറത്തേക്ക് വിടുന്ന ഡൈഹൈഡ്രജന്റെ വ്യാപ്തം എന്തായിരിക്കും?

5.7 9 dm^3 വ്യാപ്തമുള്ള ഒരു ഫ്ളാസ്കിൽ 27°C ൽ സ്ഥിതിചെയ്യുന്ന 3.2 ഗ്രാം മീഥെയ്നിന്റെയും, 4.4 ഗ്രാം കാർബൺ മോണോക്സൈഡിന്റെയും ഒരു മിശ്രിതം ചെലുത്തുന്ന മർദ്ദം എത്രയായിരിക്കും?

5.8 27°C ഉള്ള ഒരു 1L പാത്രത്തിലേക്ക് 0.8 bar മർദ്ദത്തിലുള്ള 0.5 L ഡൈഹൈഡ്രജനും, 0.7 bar മർദ്ദത്തിലുള്ള 2.0L ഡൈഓക്സിജനും കടത്തിവിട്ടാൽ, ലഭിക്കുന്ന വാതകമിശ്രിതത്തിന്റെ മർദ്ദം എത്രയായിരിക്കും?

5.9 27°C ലും 2 bar മർദ്ദത്തിലും സ്ഥിതിചെയ്യുന്ന ഒരു വാതകത്തിന്റെ സാന്ദ്രത 5.46 g/dm^3 എന്ന് കണ്ടെത്തിയിട്ടുണ്ട്. ഇതിന്റെ STP യിലുള്ള സാന്ദ്രത എത്രയായിരിക്കും?

5.10 546°C ലും 0.1 bar മർദ്ദത്തിലും 34.05 mL ഫോസ്ഫറസ് ബാഷ്പത്തിന്റെ തൂക്കം 0.0625gm ആണ്. ഫോസ്ഫറസിന്റെ മോളാർമാസ് എത്രയായിരിക്കും?

5.11 27°C ൽ അടിവശം ഉരുണ്ട ഫ്ളാസ്കിലേക്ക് പ്രവർത്തനമിശ്രിതം ചേർത്തുകൊടുക്കാൻ ഒരു വിദ്യാർഥി മറന്നുപോയി, എന്നിട്ട് ഫ്ളാസ്കിനെ അവൻ/അവൾ തീജ്വാലയ്ക്ക് മുകളിലേക്ക് വെച്ചു. കുറച്ച് സമയം കഴിഞ്ഞ് ഈ തെറ്റ് മനസിലാക്കുകയും, ഒരു പൈറോമീറ്റർ ഉപയോഗിച്ച് ഫ്ളാസ്കിന്റെ താപനില 477°C ആണെന്നു കണ്ടെത്തുകയുമുണ്ടായി. എത്രഭാഗം വായു പുറത്തേക്ക് നഷ്ടപ്പെട്ടിട്ടുണ്ടാകും?

5.12 4.0 mol വാതകം 3.22 bar മർദ്ദത്തിൽ 5 dm^3 വ്യാപ്തം ഉൾക്കൊള്ളുന്നു എങ്കിൽ അതിന്റെ താപനില കണക്കാക്കുക? ($R = 0.083\ bar\ dm^3\ K^{-1}\ mol^{-1}$).

5.13 1.4 ഗ്രാം ഡൈനൈട്രജൻ വാതകത്തിൽ അടങ്ങിയിരിക്കുന്ന ആകെ ഇലക്ട്രോണുകളുടെ എണ്ണം എത്രയായിരിക്കും.

5.14 ഒരു സെക്കന്റിൽ 10^{10} ഗോതമ്പുമണി വീതം വിതരണം ചെയ്യുകയാണെങ്കിൽ, ഒരു അവൊഗാഡ്രോ സംഖ്യ ഗോതമ്പുമണികളെ വിതരണം ചെയ്യാൻ എത്രസമയം വേണ്ടിവരും?

5.15 27°C ൽ 1 dm^3 വ്യാപ്തമുള്ള ഒരു പാത്രത്തിൽ സൂക്ഷിച്ചിരിക്കുന്ന, 8 ഗ്രാം ഡൈഓക്സിജന്റെയും 4 ഗ്രാം ഡൈഹൈഡ്രജന്റെയും മിശ്രിതത്തിൽ അനുഭവപ്പെടുന്ന ആകെ മർദ്ദം കണക്കാക്കുക?

5.16 നീക്കം ചെയ്യപ്പെടുന്ന വായുവിന്റെ മാസ്സും ബലൂണിന്റെ മാസ്സും തമ്മിലുള്ള വ്യത്യാസത്തെ പേലോഡ് എന്ന് നിർവചിക്കാം. 10 മീറ്റർ ആരവും, 100 കിലോഗ്രാം മാസ്സും ഉള്ള ഒരു ബലൂണിൽ, 27°C ൽ 1.66 bar മർദത്തിൽ ഹീലിയം വാതകം നിറച്ചാൽ ഉണ്ടാകുന്ന പേലോഡ് കണക്കാക്കുക.

5.17 31.1°C ലും 1 bar മർദത്തിലും സ്ഥിതിചെയ്യുന്ന 8.8 ഗ്രാം കാർബൺ ഡൈഓക്സൈഡിന്റെ വ്യാപ്തം കണക്കാക്കുക?

5.18 ഒരേ മർദത്തിൽ, 95°C ൽ 2.9 ഗ്രാം വാതകം ഉൾക്കൊള്ളുന്ന അതേ വ്യാപ്തമാണ് 17°C ൽ 0.184 ഗ്രാം ഡൈഹൈഡ്രജനുള്ളത്. ആ വാതകത്തിന്റെ മോളാർ മാസ് എന്തായിരിക്കും?

5.19 ഡൈഹൈഡ്രജന്റെയും ഡൈഓക്സിജന്റെയും ഒരു മിശ്രിതം 1 bar മർദത്തിൽ ആണ്. ഡൈഹൈഡ്രജന്റെ പിണ്ഡശതമാനം 20 ആണെങ്കിൽ ഹൈഡ്രജന്റെ ഭാഗികമർദം കണക്കാക്കുക.

5.20 $\frac{pV^2T^2}{n}$ എന്നതിന്റെ SI യൂണിറ്റ് എന്തായിരിക്കും?

5.21 −273°C വാസ്തവത്തിൽ ഏറ്റവും ചെറിയ താപനിലയാണ്. എന്തുകൊണ്ടെന്ന് ഉദാഹരണസഹിതം ചാൾസ് നിയമത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ വിശദമാക്കുക?

5.22 31.1°C, −81.9°C എന്നിവ യഥാക്രമം കാർബൺഡൈ ഓക്സൈഡ്, മീഥെയ്ൻ എന്നിവയുടെ ക്രാന്തികതാപനിലയാണ്. ഇതിൽ ഏതിനാണ് ശക്തമായ തന്മാത്രാന്തര ബലമുള്ളത്? എന്തുകൊണ്ട്?

5.23 വാൻഡർ വാൾസ് പരാമീറ്ററുകളുടെ ഭൗതികപ്രാധാന്യം വിശദമാക്കുക?

യൂണിറ്റ് 6

A7K9A5

താപഗതികം

ലക്ഷ്യങ്ങൾ

ഈ യൂണിറ്റ് പഠിക്കുന്നതിലൂടെ

- വ്യൂഹം, ചുറ്റുപാടുകൾ എന്നിവ നിർവചിക്കാൻ കഴിയും.
- വിവൃതവ്യൂഹം (open system), സംവൃതവ്യൂഹം (closed system), ഏകാന്തവ്യൂഹം (isolated system) എന്നിവ വേർതിരിച്ചറിയാൻ സാധിക്കും.
- ആന്തരികോർജം (internal energy), പ്രവൃത്തി (work), താപം (heat) എന്നിവ വിശദീകരിക്കാൻ സാധിക്കും.
- താപഗതികത്തിലെ ഒന്നാം നിയമം പ്രസ്താവിക്കാനും അതിനെ ഗണിതരൂപത്തിൽ സൂചിപ്പിക്കാനും കഴിയും.
- രാസവ്യൂഹങ്ങളുമായി ബന്ധപ്പെട്ട ഊർജമാറ്റങ്ങളെ പ്രവൃത്തിയുടെയും താപത്തിന്റെയും സംഭാവനകളായി കണക്കാക്കാൻ കഴിയും.
- U, H എന്നീ അവസ്ഥാഫലനങ്ങൾ (state functions) വിശദീകരിക്കാൻ സാധിക്കും.
- ΔU, ΔH എന്നിവയെ ബന്ധപ്പെടുത്താൻ കഴിയും.
- ΔU, ΔH എന്നിവ പരീക്ഷണത്തിലൂടെ കണക്കാക്കാൻ കഴിയും.
- ΔH നെ സംബന്ധിക്കുന്ന പ്രാമാണിക അവസ്ഥകൾ (standard states) നിർവചിക്കാൻ സാധിക്കും.
- വിവിധതരം പ്രക്രിയകളുടെ ΔH കണക്കാക്കാൻ കഴിയും.
- ഹെസ്സി (Hess) ന്റെ സ്ഥിരതാപസങ്കലനനിയമം പ്രസ്താവിക്കാനും പ്രയോഗിക്കാനും കഴിയും.
- പരിമാണസ്ഥിത (Extensive)-വിശിഷ്ട (Intensive) ഗുണധർമങ്ങളെ വേർതിരിച്ചറിയാൻ കഴിയും.
- സ്വയംപ്രാവർത്തികവും (spontaneous), അല്ലാത്തതുമായ (non-spontaneous) പ്രക്രിയകളെ നിർവചിക്കാൻ സാധിക്കും.
- എൻട്രോപി (entropy) യെ താപഗതിക അവസ്ഥാഫലനമായി (Thermodynamic state function) വിശദീകരിക്കാനും അത് സ്വയംപ്രാവർത്തികത (spontaneity) കണ്ടെത്താൻ പ്രയോഗിക്കാനും കഴിയും.
- ഗിബ്സ് ഊർജവ്യതിയാനം (ΔG) വിശദീകരിക്കാൻ കഴിയും.
- ΔG യും സ്വയംപ്രാവർത്തികതയും തമ്മിലും, ΔG യും സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കവും തമ്മിലുമുള്ള ബന്ധം സ്ഥാപിക്കാൻ സാധിക്കും.

"ഇതിന്റെ അടിസ്ഥാനാശയങ്ങളുടെ പ്രയോഗക്ഷമതയുടെ ചട്ടക്കൂടിൽ നിന്ന് എനിക്ക് ബോധ്യമാകുന്നത്, പ്രപഞ്ചത്തിന്റെ ഉള്ളടക്കവുമായി ബന്ധപ്പെട്ട ശരിയായും തള്ളിക്കളയാനാകാത്ത ഏക ഭൗതികസിദ്ധാന്തം ഇത് മാത്രമാണ് എന്നാണ്"

– ആൽബർട്ട് ഐൻസ്റ്റീൻ

തന്മാത്രകളിൽ ശേഖരിച്ചിരിക്കുന്ന രാസോർജം, താപോർജമായി പുറത്തേക്ക് വരുന്ന രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾ നമുക്ക് പരിചിതമാണ്. പാചകവാതകം, മീഥെയ്ൻ, കൽക്കരി തുടങ്ങിയവയുടെ ജ്വലനം അതിനുദാഹരണമാണ്. എന്നാൽ ഒരു യന്ത്രത്തിനുള്ളിലെ ഇന്ധന ജ്വലനം രാസോർജത്തെ യാന്ത്രികോർജമാക്കി മാറ്റുമ്പോൾ, ഡ്രൈസെൽ പോലെയുള്ള ഗാൽവനിക് സെല്ലുകളിൽ അത് വൈദ്യുതോർജമായി മാറ്റപ്പെടുന്നു. വ്യത്യസ്ത ഊർജരൂപങ്ങൾ തമ്മിൽ ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നുവെന്നും, അനുകൂലസാഹചര്യങ്ങളിൽ ഒരു ഊർജരൂപത്തെ മറ്റൊന്നായി മാറ്റാമെന്നും, മുകളിൽ സൂചിപ്പിച്ച ഉദാഹരണങ്ങൾ വ്യക്തമാക്കുന്നു. ഇത്തരത്തിലുള്ള ഊർജ പരിവർത്തനങ്ങളാണ് താപഗതികം എന്ന ശാഖയുടെ പഠനവിഷയം. കുറച്ചു തന്മാത്രകൾ ചേർന്നുണ്ടാകുന്ന സൂക്ഷ്മവ്യൂഹങ്ങളിൽ നിന്നു വ്യത്യസ്തമായി, വളരെയധികം തന്മാത്രകൾ ചേർന്നുണ്ടാകുന്ന സ്ഥൂലവ്യൂഹങ്ങളിൽ സംഭവിക്കുന്ന ഊർജമാറ്റങ്ങളാണ് താപഗതികത്തിലെ നിയമങ്ങൾ കൈകാര്യം ചെയ്യുന്നത്. ഈ ഊർജമാറ്റങ്ങൾ എങ്ങനെ സാധ്യമാകുന്നുവെന്നതോ അതിന്റെ നിരക്ക് (വേഗത) എത്രയെന്നതോ അല്ല, മറിച്ച് വ്യൂഹത്തിന്റെ ആദ്യത്തെയും അവസാനത്തെയും അവസ്ഥകളാണ് താപഗതികത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനം. ഒരു വ്യൂഹം സന്തുലനത്തിലായിരിക്കുകയോ, ഒരു സന്തുലനാവസ്ഥയിൽ നിന്ന് മറ്റൊന്നിലേയ്ക്ക് നീങ്ങുകയോ ചെയ്യുന്ന അവസരങ്ങളിൽ മാത്രമാണ് താപഗതികത്തിലെ നിയമങ്ങൾ പ്രയോഗിക്കാൻ കഴിയുന്നത്. സമയമാറ്റത്തിനനുസരിച്ച് സ്ഥൂലസ്വഭാവങ്ങളായ താപനില, മർദം എന്നിവയ്ക്ക് മാറ്റമില്ലാത്ത അവസ്ഥയാണ് ഒരു വ്യൂഹത്തിന്റെ സന്തുലനാവസ്ഥ. ചുവടെ ചേർത്തിട്ടുള്ളതുപോലെയുള്ള ചില ചോദ്യങ്ങളുടെ ഉത്തരങ്ങളിലേക്ക് താപഗതികത്തിലൂടെ എങ്ങനെയെത്തിച്ചേരാൻ കഴിയുമെന്നാണ് ഈ യൂണിറ്റിലുള്ളത്.

ഒരു രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ അഥവാ പ്രക്രിയയിൽ സംഭവിക്കുന്ന ഊർജമാറ്റം കണക്കാക്കുന്നതെങ്ങനെ? ആ പ്രക്രിയ സാധ്യമാകുമോ ഇല്ലയോ?

ഒരു രാസപ്രക്രിയയെ നയിക്കുന്നതെന്താണ്?

ഒരു രാസപ്രക്രിയ എത്രത്തോളം സാധ്യമാകും?

6.1 താപഗതികാവസ്ഥ (Thermodynamic state)

രാസപ്രവർത്തനങ്ങളും, അവയോടനുബന്ധിച്ചുള്ള ഊർജമാറ്റങ്ങളുമാണ് നമുക്ക് പരിഗണിക്കേണ്ടത്. അങ്ങനെയുള്ള ഊർജമാറ്റങ്ങളുടെ അളവ് കണക്കാക്കണമെങ്കിൽ, നമ്മുടെ നിരീക്ഷണത്തിലുള്ള വ്യൂഹത്തെ മറ്റു പ്രാപഞ്ചികഭാഗങ്ങളിൽ നിന്ന് വേർതിരിച്ച് കാണേണ്ടതുണ്ട്.

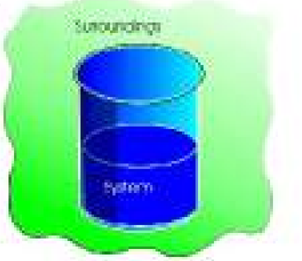
6.1.1 വ്യൂഹവും അതിന്റെ ചുറ്റുപാടും (The system and the surroundings)

താപഗതികത്തിൽ 'വ്യൂഹം' എന്നതുകൊണ്ടർത്ഥമാക്കുന്നത് പരീക്ഷണനിരീക്ഷണത്തിന് വിധേയമാക്കുന്ന പ്രാപഞ്ചികഭാഗത്തെയാണ്. വ്യൂഹം ഒഴികെയുള്ള പ്രപഞ്ചഭാഗമാണ് 'ചുറ്റുപാട്'. മറ്റൊരു തരത്തിൽ വീക്ഷിച്ചാൽ, വ്യൂഹവും ചുറ്റുപാടും ചേർന്നതാണ് പ്രപഞ്ചം.

പ്രപഞ്ചം = വ്യൂഹം + ചുറ്റുപാട്

എന്നാൽ ഒരു വ്യൂഹത്തിൽ നടക്കുന്ന മാറ്റങ്ങൾ, വ്യൂഹമൊഴികെയുള്ള മുഴുവൻ പ്രപഞ്ചത്തെയും ബാധിക്കുന്നില്ല. അതുകൊണ്ട് എല്ലാ പ്രായോഗിക ആവശ്യങ്ങൾക്കും, ചുറ്റുപാട് എന്നത് വ്യൂഹവുമായി പരസ്പര ഇടപെടൽ സാധ്യമായ പ്രാപഞ്ചികഭാഗമാണെന്ന് കരുതാം. സാധാരണയായി വ്യൂഹത്തെ ചുറ്റി സമീപത്ത് നിൽക്കുന്ന ത്രിമാനതലമാണ് ആ വ്യൂഹത്തിന്റെ ചുറ്റുപാട്.

ഉദാഹരണമായി, ഒരു ബീക്കറിൽ ഉൾക്കൊണ്ടിരിക്കുന്ന A, B എന്നീ പദാർഥങ്ങൾ തമ്മിലുള്ള പ്രതിപ്രവർത്തനമാണ് നാം പഠിക്കുന്നതെങ്കിൽ, ബീക്കറും അതിനുള്ളിലെ പദാർഥങ്ങളും ചേർന്നതാണ് വ്യൂഹം. ആ ബീക്കർ സ്ഥിതി ചെയ്യുന്ന മുറിയെ ചുറ്റുപാടെന്നു വിളിക്കാം (ചിത്രം 6.1).



ചിത്രം 6.1 വ്യൂഹവും അതിന്റെ ചുറ്റുപാടും

ബീക്കർ, ടെസ്റ്റ്ട്യൂബ് തുടങ്ങിയ ഭൗതികമായ അതിരുകൾകൊണ്ട് വ്യൂഹത്തെ നിർവചിച്ചിട്ടുണ്ടാകാം. മറ്റുചില സന്ദർഭങ്ങളിൽ വ്യൂഹത്തെ വ്യക്തമാക്കിയിട്ടുള്ളത്, ത്രിമാനതലത്തിലെ ഒരു നിശ്ചിത ഉള്ളളവ് സൂചിപ്പിക്കുന്ന കാർട്ടീഷ്യൻ നിർദേശാങ്കങ്ങൾ ഉപയോഗിച്ചുകൊണ്ടുമാകാം. വ്യൂഹത്തെ ചുറ്റുപാടുമായി വേർതിരിക്കുന്ന യഥാർഥമോ സാങ്കല്പികമോ ആയ ഒരു ഭിത്തിയുണ്ടെന്ന് കരുതേണ്ടത് ആവശ്യമാണ്. ഇപ്രകാരം വ്യൂഹത്തെ ചുറ്റുപാടിൽ നിന്ന് വേർതിരിച്ചു നിർത്തുന്ന ഭിത്തിയെ വ്യൂഹത്തിന്റെ **അതിർത്തി** എന്നു വിളിക്കാം. വ്യൂഹത്തിനുള്ളിലേക്കും പുറത്തേക്കുമുള്ള ദ്രവ്യത്തിന്റെയും ഊർജത്തിന്റെയും എല്ലാ ചലനങ്ങളെയും നിയന്ത്രിക്കാനും നിരീക്ഷിക്കാനും ഈ രൂപകല്പന മൂലം സാധ്യമാകുന്നു.

6.1.2 വിവിധതരം വ്യൂഹങ്ങൾ

വ്യൂഹത്തിനുള്ളിലേക്കും പുറത്തേക്കുമുള്ള ദ്രവ്യത്തിന്റെയും ഊർജത്തിന്റെയും ചലനത്തെ ആധാരമാക്കി, അതിനെ പലതായി തരംതിരിക്കാം.

1. തുറന്നവ്യൂഹം (Open system)

ഒരു തുറന്ന വ്യൂഹത്തിൽ, വ്യൂഹവും ചുറ്റുപാടും തമ്മിൽ ദ്രവ്യവും ഊർജവും വിനിമയം ചെയ്യാൻ കഴിയും [ചിത്രം 6.2 (a)]. ചാലകതയുള്ള ഒരു വസ്തു കൊണ്ട് നിർമിച്ച പാത്രത്തിൽ തുറന്നു വച്ചിട്ടുള്ള അഭികാരകങ്ങൾ തുറന്ന വ്യൂഹത്തിനുദാഹരണമാണ്. ഇവിടെ അതിർത്തി എന്നത് ബീക്കറും, അഭികാരകങ്ങളും ഉൾക്കൊള്ളുന്ന ഒരു സാങ്കല്പികപ്രതലമാണ്.

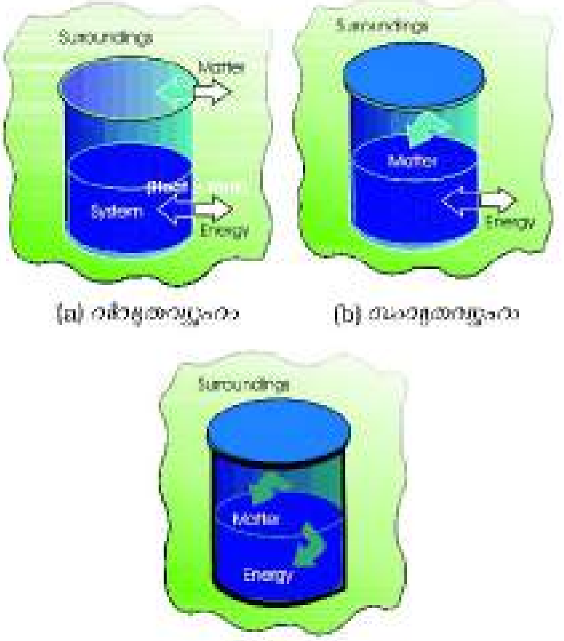
2. അടഞ്ഞവ്യൂഹം (Closed system)

സംവൃതവ്യൂഹത്തിന്റെ കാര്യത്തിൽ വ്യൂഹവും ചുറ്റുപാടും തമ്മിൽ ദ്രവ്യവിനിമയം സാധ്യമല്ല, എന്നാൽ ഊർജവിനിമയം സാധ്യമാണ് [ചിത്രം 6.2 (b)]. ചാലകതയുള്ള ഒരു വസ്തു കൊണ്ട് (ഉദാ: കോപ്പർ, സ്റ്റീൽ) നിർമിച്ച പാത്രത്തിൽ അടച്ചുവച്ചിട്ടുള്ള അഭികാരകങ്ങൾ സംവൃതവ്യൂഹത്തിനുദാഹരണമാണ്*.

3. ഒറ്റപ്പെട്ട വ്യൂഹം (Isolated system)

ഒറ്റപ്പെട്ട വ്യൂഹത്തിൽ വ്യൂഹവും ചുറ്റുപാടും തമ്മിൽ ദ്രവ്യത്തിന്റെയോ ഊർജത്തിന്റെയോ വിനിമയം സാധ്യമല്ല [ചിത്രം 6.2 (c)]. അഭികാരകങ്ങൾ ഒരു തെർമോ ഫ്ളാസ്കിലോ, അടച്ച ചാലകതയില്ലാത്ത പാത്രത്തിലോ സ്ഥിതിചെയ്യുന്നത് ഒറ്റപ്പെട്ട വ്യൂഹത്തിന് ഉദാഹരണമാണ്.

* അഭികാരകത്തെ മാത്രം വ്യൂഹമായി കരുതിയാൽ, ബീക്കറിന്റെ ഭിത്തി അതിർത്തിയായി മാറും.



(a) വിവൃതവ്യൂഹം (b) സംവൃതവ്യൂഹം

(c) ഒറ്റപ്പെട്ടവ്യൂഹം

ചിത്രം 6.2 വിവൃത, സംവൃത, ഒറ്റപ്പെട്ട വ്യൂഹങ്ങൾ

6.1.3 വ്യൂഹത്തിന്റെ അവസ്ഥ (The State of the system)

ഉപയോഗപ്രദമായ കണക്കുകൂട്ടലുകൾ സാധ്യമാകണമെങ്കിൽ, മർദം (p), ഉള്ളളവ് അഥവാ വ്യാപ്തം (V), താപനില (T), വ്യൂഹത്തിന്റെ സംഘടനം (composition) എന്നിവയുടെ മൂല്യങ്ങൾ വ്യക്തമാക്കിക്കൊണ്ട്, വ്യൂഹത്തെ സംബന്ധിച്ച് വിശദീകരിക്കേണ്ടതുണ്ട്. ഒരു മാറ്റം സംഭവിക്കുന്നതിന് മുമ്പും, അതിനുശേഷവും വ്യൂഹത്തെ സംബന്ധിച്ച് വിശദാംശങ്ങൾ സൂചിപ്പിക്കേണ്ടതുണ്ട്. ബലതന്ത്രത്തിൽ ഒരു വ്യൂഹത്തിന്റെ അവസ്ഥ പൂർണമായും സൂചിപ്പിക്കുന്നത്, വ്യൂഹത്തിലെ ഓരോ മാസ് ബിന്ദുവിന്റെയും ഒരു നിശ്ചിതസമയത്തെ പ്രവേഗവും സ്ഥാനവും ഉപയോഗിച്ചുകൊണ്ടാണ്. ഇത് നിങ്ങൾ ഭൗതികശാസ്ത്രപഠനത്തിൽ നിന്ന് ഓർമിക്കുന്നുണ്ടാകും. താപഗതികത്തിൽ, ഇതിൽ നിന്ന് വ്യത്യസ്തവും ലളിതവുമായ സങ്കല്പത്തിലൂടെയാണ് 'വ്യൂഹത്തിന്റെ അവസ്ഥ' എന്നത് അവതരിപ്പിച്ചിട്ടുള്ളത്. വ്യൂഹത്തിന്റെ അളക്കാൻ പറ്റുന്ന ശരാശരി സ്വഭാവഗുണങ്ങൾ ആണ് കൈകാര്യം ചെയ്യുന്നത് എന്നതിനാൽ ഓരോ കണത്തിന്റെയും ചലനം സംബന്ധിച്ച വിശദമായ അറിവ് ഇവിടെ ആവശ്യമില്ല. **അവസ്ഥാഫലനങ്ങൾ** (state function) അഥവാ **അവസ്ഥാചരങ്ങൾ** (state variables) ഉപയോഗിച്ചാണ് നാം ഒരു വ്യൂഹത്തിന്റെ അവസ്ഥ സൂചിപ്പിക്കുന്നത്.

ഒരു താപഗതികവ്യൂഹത്തിന്റെ അവസ്ഥ സൂചിപ്പിക്കുന്നത് അതിന്റെ അളക്കാൻ പറ്റുന്ന അഥവാ സ്ഥൂലമായ ഗുണങ്ങൾ ഉപയോഗിച്ചാണ്. ഒരു വാതകത്തിന്റെ അവസ്ഥ സൂചിപ്പിക്കാൻ അതിന്റെ മർദം (p), വ്യാപ്തം (V), താപനില (T), മോൾ എണ്ണം (n) തുടങ്ങിയവയുടെ മൂല്യം ഉപയോഗിക്കുന്നു. P, V, T തുടങ്ങിയ ചരങ്ങളെ **അവസ്ഥാചരങ്ങൾ** (state variables), അഥവാ **അവസ്ഥാഗുണങ്ങൾ** എന്നുവിളിക്കുന്നു. കാരണം, ഇവയുടെ മൂല്യങ്ങൾ വ്യൂഹത്തിന്റെ അവസ്ഥയെ മാത്രമാണ്, മറിച്ച്, ആ അവസ്ഥയിൽ എങ്ങനെയെത്തി യെന്നതിനെയല്ല, ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നത്. ഒരു നിശ്ചിത എണ്ണം ഗുണങ്ങൾ മാത്രമേ സ്വതന്ത്രമായി വ്യത്യാസപ്പെടുത്താൻ കഴിയൂ എന്നതിനാൽ ഒരു വ്യൂഹത്തിന്റെ അവസ്ഥ പൂർണമായും നിർവചിക്കുന്നതിന് എല്ലാ ഗുണങ്ങളുടെയും മൂല്യം നൽകണമെന്നില്ല. എത്രയെണ്ണത്തിന്റെ മൂല്യം നൽകണമെന്നത് വ്യൂഹത്തിന്റെ സ്വഭാവത്തെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. ഒരു തവണ, ഈ കുറഞ്ഞ എണ്ണം സ്ഥൂലഗുണങ്ങൾ ഏതൊക്കെയെന്ന് നിജപ്പെടുത്തിയാൽ മറ്റു ഗുണങ്ങൾക്ക് നിശ്ചിത മൂല്യങ്ങൾ തനിയെ ലഭിച്ചുകൊള്ളും.

ചുറ്റുപാടിന്റെ അവസ്ഥ ഒരിക്കലും പൂർണമായും സൂചിപ്പിക്കാൻ കഴിയില്ല; പ്രായോഗികമായി അതിന്റെ ആവശ്യകതയുമില്ല.

6.1.4 ആന്തരികോർജം (The Internal Energy) ഒരു അവസ്ഥാഫലനം എന്ന നിലയിൽ

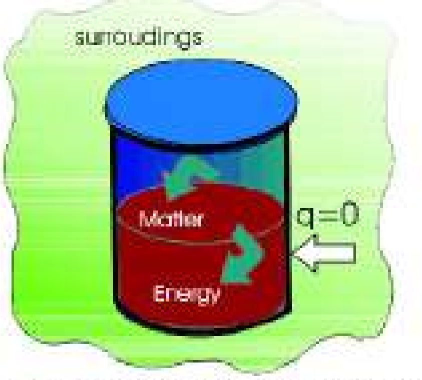
നമ്മുടെ പരിഗണനയിലുള്ള രാസവ്യൂഹം ഊർജം നേടുകയോ നഷ്ടപ്പെടുത്തുകയോ ചെയ്യുന്നതിനെ സംബന്ധിച്ച് ചർച്ചചെയ്യുമ്പോൾ, ആ വ്യൂഹത്തിന്റെ ആകെ ഊർജത്തെ പ്രതിനിധീകരിക്കുന്ന ഒരു അളവ് പരിചയപ്പെടുത്തേണ്ടിവരും. അത് നിങ്ങൾക്ക് ചിന്തിക്കാൻ കഴിയുന്ന രാസ, വൈദ്യുത, യാന്ത്രിക അഥവാ മറ്റെന്തെങ്കിലും തരത്തിലുള്ളതോ ആയ വ്യൂഹത്തിന്റെ ഊർജപരിമാണങ്ങളുടെയെല്ലാം ആകെത്തുകയായ ഊർജമാണ്. താപഗതികത്തിൽ നമുക്ക് അതിനെ വ്യൂഹത്തിന്റെ ആന്തരികോർജം (Internal Energy, U) എന്നു വിളിക്കാം. ഒരു വ്യൂഹത്തിന്റെ ആന്തരികോർജം വ്യത്യാസപ്പെടാനുള്ള സാധ്യതകൾ ചുവടെ ചേർക്കുന്നു.

- താപം വ്യൂഹത്തിനുള്ളിലേക്കോ പുറത്തേക്കോ കടക്കുമ്പോൾ.
- വ്യൂഹത്തിലേക്ക് പ്രവൃത്തി ചെയ്യപ്പെടുകയോ, വ്യൂഹം പ്രവൃത്തി ചെയ്യുകയോ ചെയ്യുമ്പോൾ.
- ദ്രവ്യം വ്യൂഹത്തിനുള്ളിലേക്കോ പുറത്തേക്കോ കടക്കുമ്പോൾ.

ഭാഗം 6.1.2-ൽ ഉള്ളതുപോലെ ഇത്തരം വ്യൂഹങ്ങളെ തരംതിരിക്കാം.

(a) പ്രവൃത്തി (work)

ഒരു പ്രവൃത്തി ചെയ്യുന്നതുമൂലം ആന്തരികോർജ്ജത്തിലുണ്ടാകുന്ന വ്യത്യാസം നമുക്കാദ്യം പരിശോധിക്കാം. ഒരു തെർമോ ഫ്ളാസ്കിലോ (Thermos Flask) താപരോധിയായ ബീക്കറിലോ എടുത്തിട്ടുള്ള കുറച്ച് ജലത്തെ വ്യൂഹമായി പരിഗണിക്കുന്നു. ഇത്തരം സംവിധാനം താപത്തെ വ്യൂഹത്തിനുള്ളിലേക്കോ അതിൽ നിന്ന് പുറത്തേക്കോ അതിന്റെ അതിർത്തിയിലൂടെ വിനിമയം ചെയ്യാൻ അനുവദിക്കില്ല. ഇങ്ങനെയുള്ള വ്യൂഹങ്ങളെ രുദ്ധതാപീയ (adiabatic) വ്യൂഹങ്ങളെന്നു വിളിക്കുന്നു. ഒരു രുദ്ധതാപവ്യൂഹം ഒരവസ്ഥയിൽ നിന്ന് മറ്റൊരു അവസ്ഥയിലേക്ക് മാറ്റപ്പെടുന്നതിന് കാരണമായ പ്രക്രിയയെ രുദ്ധതാപ പ്രക്രിയ (Adiabatic process) എന്നുവിളിക്കുന്നു. അതായത്, വ്യൂഹവും ചുറ്റുപാടും തമ്മിൽ താപവിനിമയം ഇല്ലാതെ നടക്കുന്ന പ്രക്രിയയാണ് രുദ്ധതാപ പ്രക്രിയ. ഇവിടെ വ്യൂഹത്തെയും ചുറ്റുപാടിനെയും വേർതിരിക്കുന്ന ഭിത്തിയെ രുദ്ധതാപഭിത്തി എന്നുവിളിക്കുന്നു. (ചിത്രം 6.3)



ചിത്രം 6.3 അതിർത്തിയിലൂടെ താപ വിനിമയം സാധ്യമല്ലാത്ത ഒരു രുദ്ധതാപ വ്യൂഹം.

ഈ വ്യൂഹത്തിന്റെ ആന്തരികോർജ്ജത്തിൽ മാറ്റം വരുത്തുന്നതിനുവേണ്ടി നമുക്ക് ഇതിലേക്ക് ഒരു പ്രവൃത്തി ചെയ്യുന്നത് പരിഗണിക്കാം. വ്യൂഹത്തിന്റെ പ്രാരംഭാവസ്ഥ, അവസ്ഥ A-യും താപനില T_A-യും ആണെന്നിരിക്കട്ടെ. അവസ്ഥ A-യിലെ ആന്തരികോർജ്ജത്തെ U_A എന്നുവിളിക്കാം. ഈ വ്യൂഹത്തിന്റെ അവസ്ഥയ്ക്ക് രണ്ട് വ്യത്യസ്ത മാർഗങ്ങളിൽ മാറ്റം വരുത്താൻ കഴിയും.

ഒന്നാമത്തെ മാർഗം :

യാന്ത്രികപ്രവൃത്തി ചെയ്യുന്നു. ഉദാഹരണമായി, 1kJ-ന് തുല്യമായ യാന്ത്രികപ്രവൃത്തി ചെയ്യുന്ന തരത്തിൽ ചെറുതുഴച്ചക്രം കറക്കി ജലത്തെ മഥനം ചെയ്യുന്നു. വ്യൂഹം എത്തിച്ചേർന്ന പുതിയ അവസ്ഥയെ അവസ്ഥ B എന്നുവിളിക്കാം. അപ്പോഴുള്ള താപനില T_B എന്ന് കരുതുക. $T_B > T_A$ ആണെന്ന് കണ്ടെത്തിയിട്ടുണ്ട്; താപനിലയിലുള്ള വ്യത്യാസം, $\Delta T = T_B - T_A$. അവസ്ഥ Bയിൽ ആന്തരികോർജ്ജം U_B ആണെങ്കിൽ ആന്തരികോർജ്ജത്തിലെ വ്യത്യാസം, $\Delta U = U_B - U_A$.

രണ്ടാമത്തെ മാർഗം:

ഒന്നാമത്തെ മാർഗത്തിൽ ചെയ്തതിന് തുല്യമായ അളവ് വൈദ്യുത പ്രവൃത്തി (അതായത് 1kJ) ഒരു 'നിമജ്ജനതാപിനി' (immersion heater) ഉപയോഗിച്ച് ചെയ്തശേഷം വ്യൂഹത്തിന്റെ താപനിലയിലെ വ്യത്യാസം നിരീക്ഷിക്കുന്നു. ഈ വ്യത്യാസം മുൻമാർഗത്തിൽ ഉണ്ടായതിന് തുല്യമായ $T_B - T_A$ ആണെന്ന് കണ്ടെത്താൻ നമുക്ക് കഴിയും.

യഥാർഥത്തിൽ, മുകളിൽ പരാമർശിച്ച വിധത്തിലുള്ള നിരവധി പരീക്ഷണങ്ങൾ 1840–50 കാലഘട്ടങ്ങളിൽ ജെ.പി.ജൂൾ എന്ന ശാസ്ത്രജ്ഞൻ നടത്തുകയുണ്ടായി. അവയിൽ നിന്ന് അദ്ദേഹം എത്തിച്ചേർന്ന നിഗമനം ഇപ്രകാരമാണ്: വ്യൂഹത്തിലേക്ക് ഒരു നിശ്ചിത പ്രവൃത്തി ചെയ്യുമ്പോൾ, അത് ഏത് മാർഗത്തിൽക്കൂടിയാണെന്നതിനെ ആശ്രയിക്കാതെ, (irrespective of path) വ്യൂഹത്തിൽ ഒരേ അവസ്ഥാ വ്യത്യാസമാണ് ഉണ്ടാകുന്നത്. താപനിലയിലെ വ്യത്യാസം പോലെ അത് അളന്ന് ബോധ്യപ്പെടാനും കഴിയും.

അതുകൊണ്ട്, ഒരു വ്യൂഹത്തിന്റെ പ്രത്യേക അവസ്ഥയിൽ, ആന്തരികോർജ്ജത്തിന് (U) സവിശേഷമായ ഒരു മൂല്യം ഉണ്ടായിരിക്കുമെന്നും, ഒരവസ്ഥയിൽ നിന്ന് മറ്റൊന്നിലേക്ക് വ്യൂഹം മാറ്റപ്പെടുവാൻ കാരണമാകുന്ന രുദ്ധതാപപ്രവൃത്തിയുടെ അളവ്, രണ്ടവസ്ഥയിലുമുള്ള U-ന്റെ മൂല്യങ്ങളുടെ വ്യത്യാസത്തിന് (ΔU) തുല്യമായിരിക്കുമെന്നും മനസിലാക്കാം.

അതായത് $\Delta U = U_2 - U_1 = w_{ad}$

ഇക്കാരണത്താൽ, ഒരു വ്യൂഹത്തിന്റെ ആന്തരികോർജം, U എന്നത് ഒരു അവസ്ഥാഫലനം ആണെന്നുപറയാം.

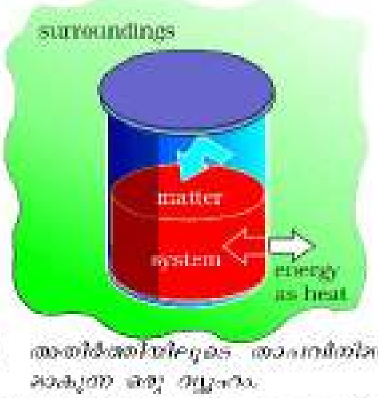
IUPAC സമ്പ്രദായമനുസരിച്ച്, W_{ad} എന്നതിന്റെ പോസിറ്റിവ് ചിഹ്നം (positive sign) സൂചിപ്പിക്കുന്നത്, പ്രവൃത്തി ചെയ്യുന്നത് പുറമേ നിന്ന് വ്യൂഹത്തിലേക്കാണ് എന്നതാണ്. തത്ഫലമായി വ്യൂഹത്തിന്റെ ആന്തരികോർജം വർധിക്കുന്നു. അതുപോലെ വ്യൂഹം തന്നെയാണ് പ്രവൃത്തി ചെയ്യുന്നതെങ്കിൽ അതിന്റെ മൂല്യത്തിന് നെഗറ്റീവ് ചിഹ്നം (negative sign) ചേർക്കുന്നു. ഇതുമൂലം വ്യൂഹത്തിന്റെ ആന്തരികോർജം കുറയുന്നു.

നിങ്ങൾക്ക് പരിചിതമായ മറ്റുചില അവസ്ഥാഫലനങ്ങളുടെ പേര് പറയാൻ കഴിയുമോ? ചില സാധാരണ അവസ്ഥാഫലനങ്ങളാണ് V, p, T എന്നിവ.

ഉദാഹരണമായി ഒരു വ്യൂഹത്തിന്റെ താപനില 25°C-ൽ നിന്ന് 35°C-ലേക്ക് ഉയർത്തിയാൽ, താപനിലയിലെ വ്യത്യാസം, 35°C–25°C = +10°C, വ്യൂഹത്തെ നേരെ 35°C-ലേക്കുയർത്തിയാലും, ആദ്യം കുറച്ച് തണുപ്പിച്ച ശേഷം അവസാന താപനിലയിലെത്തിച്ചാലും, താപനിലയിലെ വ്യത്യാസം +10°C തന്നെയായിരിക്കും. അതായത് T എന്നത് ഒരു അവസ്ഥാഫലനമാണ്; അതിന്റെ വ്യതിയാനം, പ്രക്രിയ ഏതു മാർഗത്തിൽകൂടി നടക്കുന്നു എന്നതിനെ ആശ്രയിക്കുന്നില്ല. മറ്റൊരുദാഹരണമായി ഒരു കുളത്തിലെ ജലത്തിന്റെ വ്യാപ്തം (ഉള്ളളവ്, V) എന്നത് ഒരു അവസ്ഥാഫലനമാണ്. കാരണം ജലം നിറയുന്നത് ഏതുമാർഗത്തിലൂടെ എന്നതിന് പ്രസക്തിയില്ല; അത് മഴമൂലമോ, കുഴൽക്കിണറിൽ നിന്നോ, രണ്ടുംകൂടിയോ ആകാം. പക്ഷേ ജലത്തിന്റെ വ്യാപ്തത്തിലുണ്ടാകുന്ന വ്യത്യാസം തുല്യമായിരിക്കും.

(b) താപം (Heat)

ഒരു വ്യൂഹത്തിന്റെ ആന്തരികോർജം വ്യത്യാസപ്പെടുത്താനുള്ള മറ്റൊരു മാർഗം, വ്യൂഹത്തിനുള്ളിലേക്കോ പുറത്തേക്കോ പ്രവൃത്തിരഹിതമായി താപം വിനിമയം ചെയ്യുക എന്നതാണ്. താപനിലയിലുള്ള വ്യത്യാസം കൊണ്ട് വിനിമയം സാധ്യമാകുന്ന ഈ ഊർജരൂപമാണ് താപം (q) എന്നറിയപ്പെടുന്നത്. ഭാഗം 6.1.4 (a)യിൽ പരാമർശിച്ചിട്ടുള്ള അതേ താപനില വ്യത്യാസം (അതേ ആദ്യ-അവസാന അവസ്ഥകൾ) വ്യൂഹത്തിനുണ്ടാക്കാൻ രുദ്ധതാപഭിത്തികൾക്കുപകരം താപചാലകഭിത്തികളിലൂടെയുള്ള താപോർജവിനിമയംമൂലം സാധ്യമാകുന്നത് നമുക്ക് പരിഗണിക്കാം.



ചിത്രം 6.4 താപചാലകഭിത്തിയിലൂടെ താപവിനിമയം സാധ്യമാകുന്ന ഒരു വ്യൂഹം.

താപചാലകഭിത്തിയുള്ള (ഉദാ: ചെമ്പ് കൊണ്ടുണ്ടാക്കിയ) ഒരു പാത്രത്തിൽ T_A താപനിലയിലുള്ള ജലം എടുക്കുന്നു. അതിനെ T_B താപനിലയിലുള്ള ഒരു വലിയ താപീയസംഭരണിയിൽ ഇറക്കി വയ്ക്കുന്നു. വ്യൂഹം (ജലം) ആഗിരണം ചെയ്യുന്ന താപം (q), താപനിലയിലെ വ്യത്യാസം T_B-T_A-യിൽ നിന്ന് കണക്കുകൂട്ടാൻ കഴിയും. സ്ഥിരവ്യാപ്തത്തിൽ, പ്രവൃത്തി ചെയ്യപ്പെടുന്നില്ല എന്നതുകൊണ്ട് ഇവിടെയുണ്ടാകുന്ന ആന്തരികോർജവ്യതിയാനം, $\Delta U = q$ ആയിരിക്കും.

IUPAC സമ്പ്രദായമനുസരിച്ച്, ചുറ്റുപാടിൽ നിന്ന് വ്യൂഹത്തിലേക്കാണ് താപം മാറ്റപ്പെടുന്നതെങ്കിൽ, q-ന് പോസിറ്റീവ് മൂല്യവും (+) വ്യൂഹത്തിന്റെ ആന്തരികോർജത്തിന് വർധനവും മറിച്ച് വ്യൂഹത്തിൽ നിന്ന് താപം ചുറ്റുപാടിലേക്കാണ് മാറ്റപ്പെടുന്നതെങ്കിൽ q-ന് നെഗറ്റീവ് മൂല്യവും (-) വ്യൂഹത്തിന്റെ ആന്തരികോർജത്തിന് കുറവും ആയിരിക്കും ഉണ്ടാവുക.

(c) പ്രവൃത്തിയും താപവും ഒരുമിച്ചുള്ള വിനിമയം

പ്രവൃത്തി ചെയ്യുന്നതിനോടൊപ്പം താപവിനിമയവും സാധ്യമാക്കിക്കൊണ്ട് ഒരു വ്യൂഹത്തിന്റെ അവസ്ഥ വ്യത്യാസപ്പെടുന്ന കാര്യം പരിഗണിക്കാം. ഇവിടെ നമുക്ക് ആന്തരികോർജത്തിന്റെ വ്യത്യാസം ചുവടെ ചേർത്തിട്ടുള്ളതുപോലെ രേഖപ്പെടുത്താം.

$$\Delta U = q + w \quad (6.1)$$

ഒരു പ്രത്യേക അവസ്ഥാവ്യത്യാസത്തെ സംബന്ധിച്ച്, q, w എന്നിവയുടെ വില അവസ്ഥാ വ്യത്യാസം സാധ്യമാകുന്ന മാർഗത്തെ ആശ്രയിച്ച് വ്യത്യാസപ്പെടുന്നു. എന്നാൽ, $q + w = \Delta U$ എന്നത് ആദ്യ, അവസാന അവസ്ഥകളെ മാത്രം ആശ്രയിക്കുന്നു. അത് അവസ്ഥാവ്യത്യാസം സാധ്യമാകുന്ന മാർഗത്തെ ആശ്രയിക്കുന്നില്ല. താപമായോ പ്രവൃത്തിയായോ ഊർജവിനിമയം സാധ്യമല്ലെങ്കിൽ (ഒറ്റപ്പെട്ടവ്യൂഹം), അതായത് $q = 0$ ഉം $w = 0$ ഉം ആയാൽ $\Delta U = 0$. ആയിരിക്കും.

സമവാക്യം 6.1, അതായത് $\Delta U = q + w$ എന്നത് **താപഗതികത്തിലെ ഒന്നാം നിയമത്തിന്റെ** ഗണിതരൂപമാണ്. ഈ നിയമത്തെ നമുക്ക് ഇപ്രകാരം പ്രസ്താവിക്കാം.

'ഒരു ഒറ്റപ്പെട്ട വ്യൂഹത്തിന്റെ ഊർജം സ്ഥിരമായിരിക്കും'

ഇത് സാധാരണയായി ഊർജസംരക്ഷണനിയമം എന്ന നിലയിലും പ്രസ്താവിക്കാം. അതായത്, 'ഊർജം നിർമിക്കുവാനോ നശിപ്പിക്കുവാനോ സാധ്യമല്ല'.

കുറിപ്പ്: ആന്തരികോർജം എന്ന താപഗതികഗുണവും, വ്യാപ്തം എന്ന യാന്ത്രികഗുണവും തമ്മിൽ സ്വഭാവത്തിൽ വലിയ അന്തരമുണ്ട്. ഒരു വ്യൂഹം ഒരു നിശ്ചിത അവസ്ഥയിലായിരിക്കുമ്പോൾ അതിന്റെ വ്യാപ്തം (ഉള്ളളവ്) കേവലമായ (absolute) മൂല്യത്തിലൂടെ സൂചിപ്പിക്കാൻ കഴിയും. പക്ഷേ ആന്തരികോർജത്തിന് കേവലമായ ഒരു മൂല്യം കണ്ടെത്തി സൂചിപ്പിക്കാൻ കഴിയില്ല. എങ്കിലും വ്യൂഹത്തിനുണ്ടാകുന്ന ആന്തരികോർജവ്യത്യാസം ΔU അളക്കാൻ നമുക്ക് കഴിയും.

പ്രശ്നം 6.1

താഴെത്തന്നിട്ടുള്ള സാഹചര്യങ്ങളിൽ ആന്തരികോർജത്തിനുണ്ടാകുന്ന വ്യത്യാസം എന്തെന്നെഴുതുക.

(i) വ്യൂഹം ചുറ്റുപാടിൽ നിന്ന് താപം സ്വീകരിക്കുന്നില്ല പക്ഷേ വ്യൂഹത്തിൽ പ്രവൃത്തി (w) ചെയ്യപ്പെടുന്നു. ഏതുതരം ഭിത്തിയാണ് വ്യൂഹത്തിനുള്ളത്?

(ii) വ്യൂഹത്തിലേക്ക് പ്രവൃത്തി ചെയ്യപ്പെടുന്നില്ല. പക്ഷേ, 'q' അളവ് താപം വ്യൂഹത്തിൽ നിന്ന് പുറത്ത് ചുറ്റുപാടിലേക്ക് മാറ്റപ്പെടുന്നു. ഏതുതരം ഭിത്തിയാണ് വ്യൂഹത്തിനുള്ളത്?

(iii) w അളവ് പ്രവൃത്തി വ്യൂഹം ചെയ്യുന്നു, ഒപ്പം q അളവ് താപം വ്യൂഹത്തിന് നൽകുന്നു. ഇത് ഏതു തരം വ്യൂഹമാണ്?

ഉത്തരം

(i) $\Delta U = w_{ad}$, ഭിത്തി രുദ്ധതാപീയം ആണ്.

(ii) $\Delta U = -q$, താപചാലകഭിത്തി

(iii) $\Delta U = q - w$, സംവൃതവ്യൂഹം

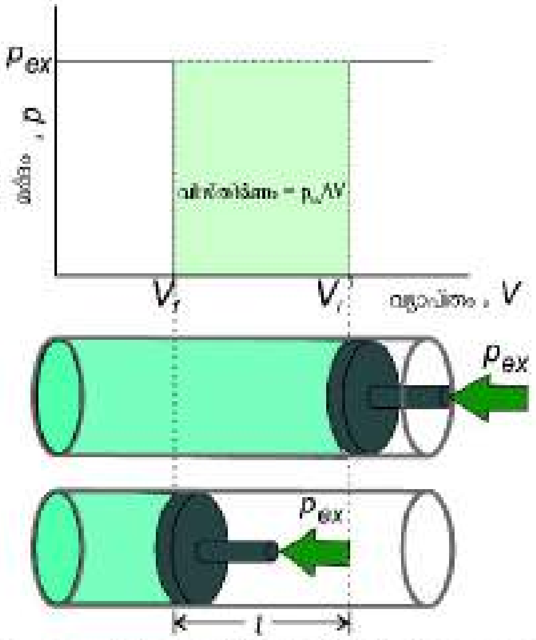
6.2 പ്രയോഗങ്ങൾ

പല രാസപ്രവർത്തനങ്ങളും നടക്കുമ്പോൾ, യാന്ത്രിക പ്രവൃത്തി ചെയ്യാൻ കഴിയുന്ന വാതകങ്ങളോ താപമോ ഉത്പാദിപ്പിക്കപ്പെടുന്നുണ്ട്. ഇത്തരം മാറ്റങ്ങളെ അളന്നു തിട്ടപ്പെടുത്തുക എന്നത് വളരെ പ്രാധാന്യമർഹിക്കുന്നു. ഒപ്പം പ്രവൃത്തി, താപം എന്നിവയെ ആന്തരികോർജവുമായി ബന്ധപ്പെടുത്തുക എന്നതിനും പ്രാധാന്യമുണ്ട്. അത് എങ്ങനെയെന്ന് നോക്കാം.

6.2.1 പ്രവൃത്തി (work)

ആദ്യം തന്നെ നാം ശ്രദ്ധ നൽകേണ്ടത്, ഒരു വ്യൂഹത്തിന് ചെയ്യാൻ കഴിയുന്ന പ്രവൃത്തിയുടെ സ്വഭാവം എങ്ങനെയായിരിക്കുമെന്നതിലാണ്. ഇവിടെ നമുക്ക് യാന്ത്രികപ്രവൃത്തി (mechnical work), അതായത് മർദ-വ്യാപ്തപ്രവൃത്തി (presence-volume work) മാത്രം പരിഗണിക്കാം.

മർദ-വ്യാപ്ത പ്രവൃത്തി മനസിലാക്കുന്നതിന് ഒരു മോൾ ആദർശവാതകം പരിഗണിക്കുക. ഇത് ഘർഷണരഹിതപിസ്റ്റൺ ഘടിപ്പിച്ച ഒരു സിലിണ്ടറിൽ നിറച്ചിരിക്കുന്നു. വാതകത്തിന്റെ ആകെ വ്യാപ്തം 'V_i'-ഉം ആന്തരികമർദം 'p' യും ആണ്. ബാഹ്യ മർദം p_{ex} എന്നത് ആന്തരികമർദം p-യേക്കാൾ കൂടുതലാണെങ്കിൽ പിസ്റ്റൺ സിലിണ്ടറിനുള്ളിലേക്ക് നീങ്ങുന്നു. ആന്തരികമർദം p_{ex}ന് തുല്യമാകുന്നതുവരെ ഇതു നടക്കുന്നു. ഇത് ഒറ്റഘട്ടത്തിൽ നടക്കുന്ന മാറ്റമാണെന്നും അവസാനവ്യാപ്തം V_f ആണെന്നും കരുതുക. ഇപ്രകാരം വാതകത്തെ സങ്കോചിപ്പിക്കുന്ന പ്രക്രിയയിൽ 'A' ഛേദതലപരപ്പളവുള്ള പിസ്റ്റൺ 'l' ദൂരം ചലിക്കുന്നു [ചിത്രം 6.5 (a)].



ചിത്രം 6.5 : (a) ഒരു സിലിണ്ടറിനകത്തുള്ള ആദർശ വാതകത്തെ, p_{ex} എന്ന സ്ഥിരബാഹ്യമർദത്തിൽ സങ്കോചിപ്പിക്കുമ്പോൾ (ഒറ്റ ഘട്ടത്തിൽ) ചെയ്യപ്പെടുന്ന പ്രവൃത്തി ഷെയ്ഡ് ചെയ്ത ഭാഗത്തിന്റെ പരപ്പളവിനു തുല്യമാണ്.

ഇവിടെയുണ്ടാകുന്ന വ്യാപ്തവ്യത്യാസം $= l \times A = \Delta V = (V_f - V_i)$

മർദം = $\dfrac{\text{ബലം}}{\text{പ്രതലപരപ്പളവ്}}$ എന്ന് നമുക്കറിയാം,

അതുകൊണ്ട് പിസ്റ്റണിൽ അനുഭവപ്പെടുന്ന ബലം = $p_{ex} . A$

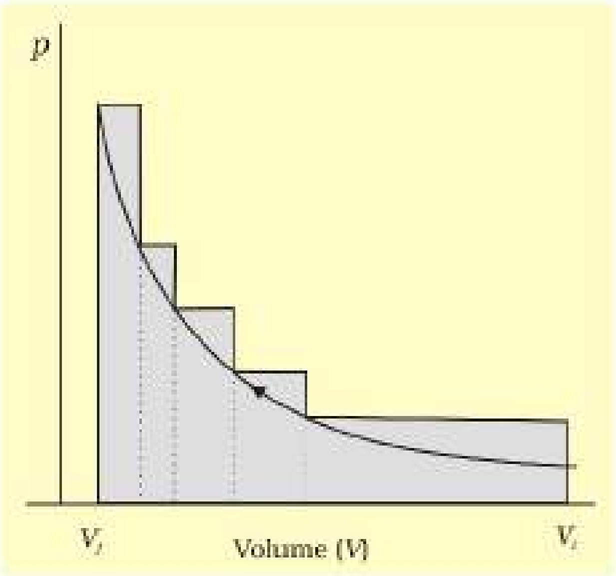
പിസ്റ്റൺ ചലിക്കുന്നതുമൂലം വ്യൂഹത്തിൽ ചെയ്യപ്പെടുന്ന പ്രവൃത്തി, w ആണെങ്കിൽ, w = ബലം × ദൂരം = $p_{ex} . A . l$

$$= p_{ex} . (-\Delta V) = - p_{ex} \Delta V = - p_{ex} (V_f - V_i) \qquad (6.2)$$

ഈ സമവാക്യത്തിൽ നെഗറ്റീവ് ചിഹ്നം ആവശ്യമായി വരുന്നത്, കീഴ്വഴക്കമനുസരിച്ചുള്ള പ്രവൃത്തിയുടെ ചിഹ്നം ശരിയാകുന്നതിനാണ്. അതായത് വ്യൂഹത്തിനുമേൽ ചെയ്യപ്പെടുന്ന പ്രവൃത്തി പോസിറ്റീവ് ആണ്. ഇവിടെ സങ്കോചിപ്പിക്കൽ പ്രവൃത്തി നടക്കുമ്പോൾ പ്രവൃത്തി വ്യൂഹത്തിനുമേൽ ചെയ്യപ്പെടുന്നു. അപ്പോൾ $(V_f - V_i)$ എന്നത് നെഗറ്റീവും, നെഗറ്റീവ് സംഖ്യ നെഗറ്റീവ് കൊണ്ട് ഗുണിക്കപ്പെടുമ്പോൾ പോസിറ്റീവും

ആകും. അങ്ങനെ പ്രവൃത്തിയ്ക്ക് ലഭ്യമാകുന്ന ചിഹ്നം പോസിറ്റീവ് ആകുന്നു.

മുകളിൽ സൂചിപ്പിച്ച സങ്കോചിപ്പിക്കൽ പ്രക്രിയയിൽ ചെലുത്തപ്പെടുന്ന മർദം സ്ഥിരമല്ലാതെവരുകയും, മാറ്റം സംഭവിക്കുന്നത് കൃത്യമായ നിശ്ചിതമായ എണ്ണം ഘട്ടങ്ങളിലൂടെയാവുകയും ചെയ്യുമ്പോൾ, വാതകത്തിനുമേൽ ചെയ്യപ്പെടുന്ന പ്രവൃത്തി എന്നത് ഓരോ ഘട്ടത്തിലും ചെയ്യപ്പെടുന്ന പ്രവൃത്തികളുടെ ആകെത്തുകയായിരിക്കും. ഇത് $-\sum p\,\Delta V$ യ്ക്ക് തുല്യമായിരിക്കും [ചിത്രം 6.5 (b)].



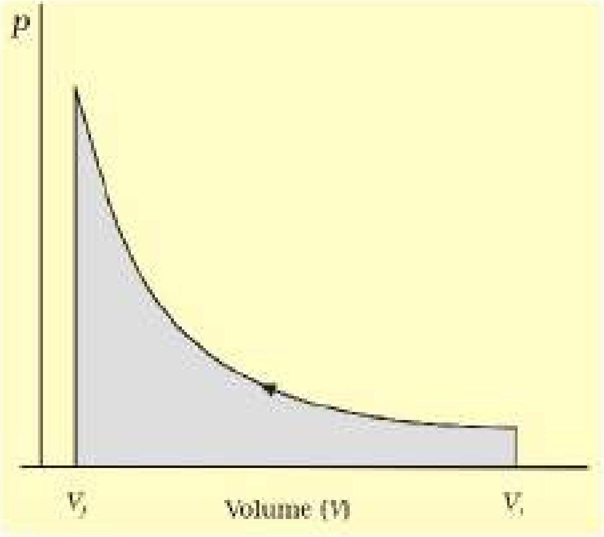
ചിത്രം 6.5 (b): മർദം സ്ഥിരമല്ലാതെയുള്ളപ്പോഴുള്ള p-V ഗ്രാഫ്. V_i എന്ന ആദ്യ വ്യാപ്തത്തിൽ നിന്ന്, V_f എന്ന അന്തിമ വ്യാപ്തത്തിലേക്ക് നിശ്ചിത ഘട്ടങ്ങളിലൂടെ നടക്കുന്ന സങ്കോചിപ്പിക്കൽ പ്രക്രിയ. വാതകത്തിൽ ചെയ്യപ്പെടുന്ന പ്രവൃത്തിയുടെ അളവ് നിറമേകി ചെയ്ത ഭാഗത്തിന്റെ വിസ്തീർണത്തിന് തുല്യമാണ്.

മർദം സ്ഥിരമല്ലാതിരിക്കുകയും എന്നാൽ പ്രക്രിയ നടക്കുമ്പോൾ വ്യത്യാസപ്പെടുകയും ചെയ്യുന്നുവെന്നു കരുതുക. അത് എല്ലായ്പ്പോഴും ആന്തരിക മർദത്തേക്കാൾ നാമമാത്ര അളവ് കൂടുതലായിരിക്കുമെന്നും കരുതുക. ഇങ്ങനെയുള്ള സങ്കോചിപ്പിക്കലിന്റെ ഓരോ ഘട്ടത്തിലും വാതകത്തിന്റെ വ്യാപ്തത്തിൽ dV എന്ന നാമമാത്ര അളവ് കുറവുണ്ടാകുന്നു. ഇപ്രകാരമുള്ള പ്രക്രിയയിൽ ചെയ്യപ്പെടുന്ന പ്രവൃത്തി താഴെ സൂചിപ്പിച്ചിട്ടുള്ള സമവാക്യം ഉപയോഗിച്ച് കണക്കാക്കാം.

$$w = -\int_{V_i}^{V_f} p_{ex}\, dV \qquad (6.3)$$

ഇവിടെ ഓരോ ഘട്ടത്തിലും p_{ex} എന്നത്, സങ്കോചിപ്പിക്കലിനെ സംബന്ധിച്ചിടത്തോളം $(p_{in} + dp)$ എന്നായിരിക്കും [ചിത്രം 6.5. (c)]. ഇതുപോലെയുള്ള സാഹചര്യത്തിൽ ഒരു വികാസപ്രക്രിയയുടെ കാര്യത്തിൽ ബാഹ്യമർദം എല്ലായ്പ്പോഴും വ്യൂഹത്തിന്റെ മർദത്തേക്കാൾ കുറവായിരിക്കും. $p_{ex} = (p_{in} - dp)$ നമുക്കിവയെ പൊതുവെ $p_{ex} = (p_{in} \pm dp)$ എന്ന് രേഖപ്പെടുത്താം. ഇങ്ങനെയുള്ള പ്രക്രിയകളെ ഉഭയദിശീയ (reversible) പ്രക്രിയകളെന്നു വിളിക്കുന്നു.

ഒരു പ്രക്രിയ അഥവാ മാറ്റം, ഉഭയദിശീയം എന്ന് അറിയപ്പെടുന്നത്, അതിനെ ഏതു നിമിഷത്തിലും ഒരു നാമമാത്ര വ്യത്യാസത്തിലൂടെ എതിർദിശയിലേക്ക് സംഭവ്യമാക്കാൻ കഴിയുമ്പോഴാണ്. ഒരു ഉഭയദിശീയ പ്രക്രിയ നടക്കുന്നത് സാവധാനക്ഷമമല്ലാത്തവിധം സാവധാനത്തിലായിരിക്കും (infinitely slowly). ഇവിടെ വ്യൂഹവും ചുറ്റുപാടും തമ്മിൽ എല്ലായ്പ്പോഴും ഏതാണ്ട് സന്തുലനത്തിലായിരിക്കും. അനന്ത എണ്ണം സന്തുലനാവസ്ഥകളിലൂടെയായിരിക്കും പ്രക്രിയ കടന്നുപോകുന്നത്. ഉഭയദിശീയം അല്ലാത്ത പ്രക്രിയകളെ ഏകദിശീയപ്രക്രിയകൾ (irreversible process) എന്നുവിളിക്കുന്നു.



ചിത്രം 6.5 (c) V_i-ൽ നിന്നും V_f ലേക്കുള്ള സങ്കോചത്തിൽ, മർദം സ്ഥിരമല്ലാതിരിക്കുകയും, അനന്തഎണ്ണം ഘട്ടങ്ങളിലൂടെ അത് മാറുകയും ചെയ്യുമ്പോഴുള്ള p-V-ഗ്രാഫ്. ഉഭയദിശ (reversible) സാഹചര്യത്തിൽ വാതകത്തിനുമേൽ ചെയ്യപ്പെടുന്ന പ്രവൃത്തിയുടെ അളവ് ഷേഡ് ചെയ്തിട്ടുള്ള ഭാഗത്തിന്റെ വിസ്തീർണത്തിന് തുല്യമാണ്.

പ്രവൃത്തിയെ വ്യൂഹത്തിന്റെ ആന്തരമർദവുമായി ബന്ധപ്പെടുത്തിയാൽ പരിഹരിക്കാൻ കഴിയുന്ന പ്രശ്നങ്ങൾ രസതന്ത്രത്തിൽ നാം അഭിമുഖീകരിക്കാറുണ്ട്. ഒരു **ഉഭയദിശീയപ്രക്രിയയുടെ** സാഹചര്യങ്ങളിൽ പ്രവൃത്തിയും വ്യൂഹത്തിന്റെ ആന്തരമർദവും തമ്മിലുള്ള ബന്ധം ഉണ്ടാക്കുന്നതിന് സമവാക്യം 6.3 ചുവടെ സൂചിപ്പിച്ചിട്ടുള്ളതുപോലെ എഴുതിയാൽ മതി.

$$w_{rev} = -\int_{V_i}^{V_f} p_{ex} dV = -\int_{V_i}^{V_f} (p_{in} \pm dp) dV$$

$dp \times dV$ എന്നത് തീരെ ചെറുതായതിനാൽ പരിഗണിക്കേണ്ടതില്ല. അതിനാൽ, ഇത്തരത്തിൽ എഴുതാം.

$$w_{rev} = -\int_{V_i}^{V_f} p_{in} dV \qquad (6.4)$$

ഇവിടെ, വാതകമർദം, (p_{in} എന്നത് p എന്നെഴുതാം), അതിന്റെ വ്യാപ്തവുമായുള്ള ബന്ധം ആദർശവാതക സമവാക്യത്തിന്റെ സഹായത്താൽ എഴുതിയാൽ n മോൾ വാതകത്തിന് i.e., $pV = nRT$, $\Rightarrow p = \frac{nRT}{V}$

അതുകൊണ്ട്, സ്ഥിരതാപനിലയിൽ (സമതാപ പ്രക്രിയ) ഈ രീതിയിൽ എഴുതാം.

$$w_{rev} = -\int_{V_i}^{V_f} nRT \frac{dV}{V} = -nRT \ln \frac{V_f}{V_i}$$

$$= -2.303\, nRT \log \frac{V_f}{V_i} \qquad (6.5)$$

സ്വതന്ത്രവികാസം (Free expansion):

ഒരു വാതകം ശൂന്യതയിലേക്ക് ($p_{ex} = 0$) വികസിക്കുന്നതിനെയാണ് സ്വതന്ത്രവികാസം എന്നുവിളിക്കുന്നത്. പ്രക്രിയ ഉഭയദിശീയം ആയാലും ഏകദിശീയം ആയാലും, ഒരു ആദർശവാതകത്തിന്റെ സ്വതന്ത്ര വികാസം നടക്കുമ്പോൾ പ്രവൃത്തി ചെയ്യപ്പെടുന്നില്ല (സമവാക്യം 6.2, 6.3).

സമവാക്യം 6.1-നെ പ്രക്രിയയുടെ സ്വഭാവത്തിനനുസരിച്ച് വ്യത്യസ്തരീതികളിൽ എഴുതാം.

$w = -p_{ex}\Delta V$ (6.2) എന്നത് സമവാക്യം 6.1-ൽ പ്രയോഗിച്ചാൽ

$$\Delta U = q - p_{ex}\Delta V$$

പ്രക്രിയനടക്കുന്നത് സ്ഥിരവ്യാപ്ത ($\Delta V = 0$) ത്തിലായാൽ,

$$\Delta U = q_V$$

ഇവിടെ അധോലിഖിതം (subscript) ആയി q_V-ൽ ഉള്ള 'V' സൂചിപ്പിക്കുന്നത് സ്ഥിരവ്യാപ്തത്തിൽ നൽകപ്പെടുന്ന താപം എന്നതാണ്.

ഒരു ആദർശവാതകത്തിന്റെ സമതാപ-സ്വതന്ത്ര വികാസം (Isothermal and free expansion of an Ideal gas)

ഒരു ആദർശവാതകത്തിന് ശൂന്യതയിലേക്ക് സമതാപ (T=സ്ഥിരസംഖ്യ) വികാസം നടക്കുമ്പോൾ, $w = 0$. കാരണം, $p_{ex} = 0$ ആണ്. അതോടൊപ്പം പരീക്ഷണങ്ങളിലൂടെ ജൂൾ എന്ന ശാസ്ത്രജ്ഞൻ $q = 0$ എന്നു കണ്ടെത്തിയിട്ടുണ്ട്. അതുകൊണ്ട്, $\Delta U = 0$

$\Delta U = q + w$ എന്ന സമവാക്യം (സമവാക്യം 6.1) ഏകദിശീയം ആയതും, ഉഭയദിശീയം ആയതുമായ സമതാപമാറ്റങ്ങൾക്കായി താഴെപ്പറയും പ്രകാരം പ്രകടിപ്പിക്കാം:

1. സമതാപ ഏകദിശീയമാറ്റത്തിന്,
   $q = -w = p_{ex}(V_f - V_i)$

2. സമതാപ ഉഭയദിശീയമാറ്റത്തിന്,
   $$q = -w = nRT \ln \frac{V_f}{V_i}$$
   $$= 2.303\, nRT \log \frac{V_f}{V_i}$$

3. രുദ്ധതാപമാറ്റത്തിന്, $q = 0$,
   $\Delta U = w_{ad}$

പ്രശ്നം 6.2

10 atm മർദത്തിലുള്ള രണ്ട് ലിറ്റർ ആദർശ വാതകത്തിന് ശൂന്യതയിലേക്ക് സമതാപവികാസം നടന്ന് അതിന്റെ വ്യാപ്തം 10 ലിറ്റർ ആയി മാറുന്നു. ഈ പരീക്ഷണത്തിൽ ആഗിരണം ചെയ്യപ്പെടുന്ന താപത്തിന്റെ അളവെത്ര? ഈ വികാസ പ്രക്രിയയിൽ ചെയ്യുന്ന പ്രവൃത്തിയുടെ അളവെത്ര?

ഉത്തരം

നമുക്കറിയാം, $q = -w = p_{ex}(10 - 2) = 0(8) = 0$

അതായത് ഇവിടെ പ്രവൃത്തി ചെയ്യുന്നില്ല. താപം ആഗിരണം ചെയ്യുന്നില്ല.

പ്രശ്നം 6.3

മുകളിൽ സൂചിപ്പിച്ച അതേ വികാസം പരിഗണിക്കുക. പക്ഷേ ഇവിടെ 1 atm എന്ന സ്ഥിരബാഹ്യ മർദത്തിനെതിരെയാണ് വികാസം നടക്കുന്നത്.

ഉത്തരം

$q = -w = p_{ex}(8) = 8$ litre-atm

പ്രശ്നം 6.4

മുകളിൽ സൂചിപ്പിച്ച അതേവികാസം, 10 ലിറ്റർ എന്ന അന്തിമവ്യാപ്തത്തിലേക്ക് റിവേഴ്സിബിൾ ആയി നടക്കുന്നു.

ഉത്തരം

$$q = -w = 2.303\ nRT \log \frac{V_f}{V_i}$$

$$= 2.303 \times 1 \times 0.08206 \times 298 \times \log \frac{10}{2}$$

$$= 2.303 \times 0.08206 \times 298 \times \log 5$$

$$= 2.303 \times 0.08206 \times 298 \times 0.6990$$

$$= 39.366 \text{ L atm}$$

6.2.2 എൻഥാൽപി, H (Enthalpy)

(a) പ്രയോജനപ്രദമായ ഒരു പുതിയ അവസ്ഥാഫലനം (A useful new state function)

സ്ഥിരവ്യാപ്തത്തിൽ നടക്കുന്ന പ്രക്രിയയിൽ ആഗിരണം ചെയ്യപ്പെടുന്ന താപത്തിന്റെ അളവ് ആന്തരികോർജത്തിലെ വ്യത്യാസത്തിന് തുല്യമായിരിക്കും. അതായത് $\Delta U = q_V$. എന്നാൽ, മിക്ക അവസരങ്ങളിലും ഒരു സ്ഥിരഅന്തരീക്ഷമർദത്തിൽ ഫ്ളാസ്ക്കുകളിലോ ടെസ്റ്റ്ട്യൂബുകളിലോ നടത്തുന്ന രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾ, സ്ഥിരവ്യാപ്തത്തിലല്ല നടക്കുന്നത്. ഈ സാഹചര്യങ്ങളിൽ പ്രയോഗിക്കാൻ കഴിയുന്ന ഉചിതമായ ഒരു പുതിയ അവസ്ഥാഫലനം നിർവചിക്കപ്പെടേണ്ടത് ആവശ്യമാണ്.

സ്ഥിരമർദത്തിൽ നടക്കുന്ന പ്രക്രിയയ്ക്കുവേണ്ടി നമുക്ക് സമവാക്യം 6.1 ഇപ്രകാരം എഴുതാൻ കഴിയും:

$\Delta U = q_p - p\Delta V$ ഇവിടെ q_p എന്നത് ആഗിരണം ചെയ്യപ്പെടുന്ന താപത്തിന്റെ അളവും $-p\Delta V$ എന്നത് വ്യൂഹം ചെയ്യുന്ന വികാസപ്രവൃത്തിയുമാണ്.

വ്യൂഹത്തിന്റെ ആദ്യാവസ്ഥ 1-ഉം അന്തിമാവസ്ഥ 2-ഉം ആയാൽ, മുകളിൽ സൂചിപ്പിച്ച സമവാക്യം ഇങ്ങനെയാകും:

$$U_2 - U_1 = q_p - p(V_2 - V_1)$$

ഇതിനെ പുനഃക്രമീകരിച്ചാൽ,

$$q_p = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1) \quad (6.6)$$

ഇപ്പോൾ നമുക്ക്, മറ്റൊരു താപഗതികഗുണമായ എൻഥാൽപി, H (enthalpy; ഗ്രീക്ക് പദം enthalpien ചൂടാക്കുക അഥവാ ഉള്ളടക്കതാപം) എന്നതിനെ ഇപ്രകാരം നിർവചിക്കാം:

$$H = U + PV \quad (6\text{-}7)$$

അതുകൊണ്ട് സമവാക്യം 6.6 എന്നത്,

$q_p = H_2 - H_1 = \Delta H$ എന്നായിത്തീരുന്നു.

q എന്നത് മാർഗത്തെ ആശ്രയിക്കുന്ന ഫലനമാണെങ്കിലും H എന്നത് ഒരു അവസ്ഥാഫലനമാണ്. കാരണം അത് U,P,V എന്നീ അവസ്ഥാഫലനങ്ങളെയാണ് ആശ്രയിക്കുന്നത്. അതുകൊണ്ട് ΔH മാർഗത്തെ ആശ്രയിക്കുന്നില്ല. അപ്രകാരം പരിശോധിച്ചാൽ q_p മാർഗത്തെ ആശ്രയിക്കുന്നില്ലെന്ന് കാണാം.

സ്ഥിരമർദത്തിൽ നടക്കുന്ന നിയതമായ (finite) മാറ്റങ്ങളെ സംബന്ധിച്ച് സമവാക്യം 6.7 നമുക്കിങ്ങനെ എഴുതാം:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta pV$$

p സ്ഥിരമായതുകൊണ്ട്,

$$\Delta H = \Delta U + p\Delta V \quad (6.8)$$

ഇവിടെ പ്രധാനമായും മനസിലാക്കേണ്ട വസ്തുത, സ്ഥിരമർദത്തിൽ ഒരു വ്യൂഹം താപം ആഗിരണം ചെയ്യുമ്പോൾ യഥാർഥത്തിൽ നാം അളക്കുന്നത് എൻഥാൽപിയിലുള്ള വ്യത്യാസമാണ്.

$\Delta H = q_p$ എന്നത് സ്ഥിരമർദത്തിൽ വ്യൂഹം ആഗിരണം ചെയ്യുന്ന താപം ആണെന്ന് ഓർമിക്കുക.

പ്രവർത്തനം നടക്കുമ്പോൾ താപം പുറത്തേക്ക് വിടുന്ന താപമോചകപ്രവർത്തനങ്ങൾക്ക് ΔH നെഗറ്റീവും, ചുറ്റുപാടിൽ നിന്നു താപം ആഗിരണം ചെയ്യുന്ന താപശോഷകരാസപ്രവർത്തനങ്ങൾക്ക് ΔH പോസിറ്റീവുമായിരിക്കും.

സ്ഥിരവ്യാപ്തത്തിൽ ($\Delta V = 0$), $\Delta U = q_V$, അതുകൊണ്ട് സമവാക്യം 6.8 എന്നത് $\Delta H = \Delta U = q_V$ എന്നാകുന്നു.

ഖരപദാർഥങ്ങൾ മാത്രമോ അഥവാ ദ്രാവകപദാർഥങ്ങൾ മാത്രമോ ഉൾക്കൊള്ളുന്ന വ്യൂഹത്തിന്റെ ΔH, ΔU എന്നിവ തമ്മിലുള്ള വ്യത്യാസം പരിഗണനാർഹമല്ല. കാരണം, ഖരങ്ങളും ദ്രാവകങ്ങളും, താപനില വർധിക്കുന്നതിനുസരിച്ച് പരിഗണിക്കത്തക്ക വ്യാപ്തവ്യത്യാസം പരിഗണനാർഹമല്ല. എന്നാൽ വാതകങ്ങൾ ഉൾക്കൊള്ളുന്ന വ്യൂഹത്തെ സംബന്ധിച്ച് ഈ വ്യത്യാസം പ്രാധാന്യമർഹിക്കുന്നു. വാതകങ്ങൾ ഉൾക്കൊള്ളുന്ന ഒരു പ്രതിപ്രവർത്തനത്തെ നമുക്ക് പരിഗണിക്കാം.

വാതകാഭികാരകങ്ങളുടെ ആകെ വ്യാപ്തം V_Aയും, വാതക ഉല്പന്നങ്ങളുടെ ആകെ വ്യാപ്തം V_Bയും, വാതകാഭികാരകങ്ങളുടെ മോൾ എണ്ണം n_A യും

വാതക ഉല്പന്നങ്ങളുടെ മോൾ എണ്ണം n_Bയും ആയാൽ, മർദവും താപനിലയും സ്ഥിരമായിരിക്കുമ്പോൾ, ആദർശവാതകനിയമപ്രകാരം,

$pV_A = n_A RT$ യും

$pV_B = n_B RT$ യും ആയിരിക്കും

അതിനാൽ $pV_B - pV_A = n_B RT - n_A RT = (n_B - n_A)RT$

അഥവാ, $p\ (V_B - V_A) = (n_B - n_A)\ RT$

$$p\ \Delta V = \Delta n_g RT \qquad (6.9)$$

ഇവിടെ Δn_g സൂചിപ്പിക്കുന്നത്, വാതക ഉല്പന്നങ്ങളുടെ മോൾ എണ്ണത്തിൽ നിന്ന് വാതകാഭികാരകങ്ങളുടെ മോൾ എണ്ണം കുറവ് ചെയ്തത് എന്നാണ്.

സമവാക്യം 6.9-ൽ നിന്ന് $p\Delta V$യുടെ വില സമവാക്യം 6.8-ലേക്ക് ആരോപിച്ചാൽ,

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n_g RT \qquad (6.10)$$

ΔUൽ നിന്ന് ΔH കണക്കാക്കുന്നതിനും നേരെ തിരിച്ചുള്ള കണക്കുകൂട്ടലിനും സമവാക്യം 6.10 ഉപയോഗപ്രദമാണ്.

പ്രശ്നം 6.5

ജലബാഷ്പം ആദർശസ്വഭാവം കാണിക്കുന്നുവെന്ന് കരുതിയാൽ, 1 mol ജലബാഷ്പത്തിന് 1 ബാർമർദത്തിലും 100°C താപനിലയിലുമുള്ള ബാഷ്പീകരണത്തിനുവേണ്ട മോളാർ എൻഥാൽപി വ്യത്യാസം 41kJ mol^{-1}-ഉം 1 ബാർമർദത്തിലും 0°C ലും ഉള്ള ദ്രവീകരണഎൻഥാൽപി വ്യത്യാസം 6kJ mol^{-1} ഉം ആണ്. എങ്കിൽ, 1 ബാർ മർദത്തിലും 100°C താപനിലയിലും 1 mol ജലത്തിന്റെ ബാഷ്പീകരണം നടക്കുമ്പോൾ ആന്തരികോർജ വ്യത്യാസം കണക്കാക്കുക.

ഉത്തരം

സൂചിപ്പിക്കപ്പെട്ട മാറ്റം : $H_2O(l) \rightarrow H_2O(g)$

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n_g RT$$

അഥവാ, $\Delta U = \Delta H - \Delta n_g RT$, വിലകൾ നല്കിയാൽ

$$\Delta U = 41.00\ kJ\ mol^{-1} - 1 \times 8.3\ J\ mol^{-1}K^{-1} \times 373\ K$$

$$= 41.00\ kJ\ mol^{-1} - 3.096\ kJ\ mol^{-1}$$

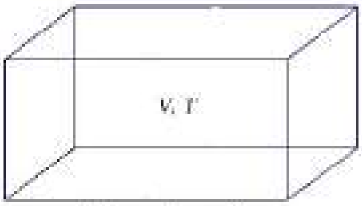
$$= 37.904\ kJ\ mol^{-1}$$

(b) പരിമാണസ്ഥിതവും വിശിഷ്ടവും ആയ ഗുണധർമങ്ങൾ (Extensive and Intensive Properties)

താപഗതികത്തിൽ പരിമാണസ്ഥിത-വിശിഷ്ടഗുണധർമങ്ങൾ തമ്മിലുള്ള വ്യത്യാസം വ്യക്തമാക്കപ്പെട്ടിട്ടുണ്ട്. പരിമാണസ്ഥിതഗുണധർമമെന്നത് ഒരു വ്യൂഹത്തിലെ ദ്രവ്യപരിമാണത്തെ അല്ലെങ്കിൽ വലിപ്പത്തെ ആശ്രയിക്കുന്ന ഗുണധർമമാണ്. ഉദാഹരണത്തിന്: മാസ്, വ്യാപ്തം, ആന്തരികോർജം, എൻഥാൽപി, താപധാരിത എന്നിവ പരിമാണസ്ഥിത ഗുണധർമങ്ങളാണ്.

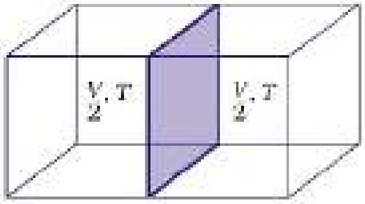
ഒരു വ്യൂഹത്തിലെ ദ്രവ്യപരിമാണത്തെ അല്ലെങ്കിൽ വലിപ്പത്തെ ആശ്രയിക്കാത്ത ഗുണധർമങ്ങളെയാണ് വിശിഷ്ടഗുണധർമങ്ങൾ എന്നുവിളിക്കുന്നത്. ഉദാഹരണമായി, താപനില, സാന്ദ്രത, മർദം എന്നിവ വിശിഷ്ട ഗുണധർമങ്ങളാണ്. മോളാർ ഗുണധർമം 'χ_m' എന്നത് ആ വ്യൂഹത്തിലുള്ള ഒരു മോൾ പദാർഥത്തിന്റെ χ-എന്ന പരിമാണസ്ഥിതഗുണധർമമാണ്.

ദ്രവ്യത്തിന്റെ അളവ് n ആണെങ്കിൽ $\chi_m = \frac{\chi}{n}$ എന്നത് ദ്രവ്യത്തിന്റെ അളവിനെ ആശ്രയിക്കുന്നില്ല. വിശിഷ്ട ഗുണധർമങ്ങൾക്ക് മറ്റ് ഉദാഹരണങ്ങളാണ് മോളാർ വ്യാപ്തം, V_m, മോളാർതാപധാരിത, C_m എന്നിവ. പരിമാണസ്ഥിത-വിശിഷ്ടഗുണധർമങ്ങൾ തമ്മിലുള്ള വ്യത്യാസം മനസിലാക്കാൻ, V വ്യാപ്തമുള്ള ഒരു സംഭരണിയിൽ ഉൾക്കൊണ്ടിരിക്കുന്ന, T താപനിലയിലുള്ള ഒരു വാതകം പരിഗണിക്കാം [ചിത്രം 6.6 (a)]. എന്നാൽ ചിത്രം 6.6 (b) കാണുന്നതുപോലെ വ്യാപ്തം യഥാർഥ വ്യാപ്തത്തിന്റെ നേർപകുതി ആകത്തക്കരീതിയിൽ വിഭജിച്ചാൽ, ഓരോ ഭാഗത്തിന്റെയും വ്യാപ്തം $V/2$ ആവുകയും, എന്നാൽ താപനില (T) യിൽ മാറ്റമില്ലാതെ തുടരുകയും ചെയ്യുന്നു.



ചിത്രം 6.6 (a) വ്യാപ്തം V യും താപനില T യും ആയിട്ടുള്ള വാതകം

വ്യാപ്തം പരിമാണസ്ഥിതഗുണധർമവും, താപനില വിശിഷ്ട ഗുണധർമവും ആണെന്ന് ഇതിൽ നിന്ന് മനസിലാക്കാം.



ചിത്രം 6.6 (b). സംരണി വേർതിരിച്ചപ്പോൾ, നേർപകുതി വ്യാപ്തം ആയ വാതകം

(c) താപധാരിത (Heat Capacity)

ഈ ഭാഗത്ത്, ഒരു വ്യൂഹത്തിലേക്ക് വിനിമയം ചെയ്യപ്പെടുന്ന താപത്തിന്റെ അളവ് എങ്ങനെ അളക്കാമെന്നു നോക്കാം. വ്യൂഹം താപത്തെ ആഗിരണം ചെയ്യുന്നുവെങ്കിൽ, അതിന്റെ താപനില ഉയരുന്നതായി കാണാം.

താപനിലയിലെ വർധന, വിനിമയം ചെയ്യപ്പെടുന്ന താപത്തിന്റെ അളവിന് ആനുപാതികമായിരിക്കും.

$q =$ ഗുണാങ്കം $\times \Delta T$

ഗുണാങ്കത്തിന്റെ വില വ്യൂഹത്തിന്റെ വലിപ്പം, സംഘടനം, സ്വഭാവം എന്നിവയെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. മുകളിൽ സൂചിപ്പിച്ച സമവാക്യത്തെ നമുക്കിങ്ങനെയും എഴുതാം.

$q = C\,\Delta T$

ഗുണാങ്കമായ 'C'-യെ താപധാരിത എന്നുവിളിക്കുന്നു.

ഇപ്രകാരം, വ്യൂഹവുമായി വിനിമയം ചെയ്യുന്ന താപം അളക്കാൻ, താപനിലയിലുള്ള വ്യത്യാസം കണ്ടെത്തുന്നതിലൂടെ സാധ്യമാകും, വ്യൂഹത്തിന്റെ താപധാരിത അറിയണമെന്നുമാത്രം

Cയുടെ മൂല്യം കൂടുതലാണെങ്കിൽ, ഒരു നിശ്ചിത താപം വ്യൂഹത്തിന് നൽകുമ്പോഴുണ്ടാകുന്ന താപനിലയിലെ വർധനവ് കുറവായിരിക്കും. ജലത്തിന്റെ താപധാരിത വളരെ കൂടുതലാണ്. അതിനാൽ ജലത്തിന്റെ താപനില ഉയർത്താൻ ധാരാളം ഊർജം ആവശ്യമാണ്. Cയുടെ മൂല്യം പദാർഥത്തിന്റെ അളവിന് നേർ അനുപാതത്തിലായിരിക്കും. ഒരു പദാർഥത്തിന്റെ മോളാർ താപധാരിത, $C_m = \left(\frac{C}{n}\right)$ എന്നത് ഒരു മോൾ പദാർഥത്തിന്റെ താപധാരിതയാണ്. അത് ഒരു മോൾ പദാർഥത്തിന്റെ താപനില ഒരു ഡിഗ്രി സെൽഷ്യസ് (അല്ലെങ്കിൽ ഒരു കെൽവിൻ) ഉയർത്തുന്നതിനാവശ്യമായ താപത്തിന്റെ പരിമാണമാണ്. ഒരു യൂണിറ്റ് മാസ് പദാർഥത്തിന്റെ താപനില ഒരു ഡിഗ്രി സെൽഷ്യസ് (ഒരു കെൽവിൻ) ഉയർത്തുന്നതിനാവശ്യമായ താപപരിമാണമാണ് വിശിഷ്ടതാപം അഥവാ വിശിഷ്ട താപധാരിത. ഒരു പദാർഥത്തിന്റെ (വ്യൂഹത്തിന്റെ) താപനില ഉയർത്തുന്നതിനാവശ്യമായ താപത്തിന്റെ അളവ് കണക്കാക്കുന്നതിന്, പദാർഥത്തിന്റെ വിശിഷ്ട താപധാരിത c, മാസ് m, താപനിലയിലുള്ള വ്യത്യാസം ΔT എന്നിവതമ്മിൽ ഗുണിച്ചാൽ മതി.

അതായത്,

$$q = c \times m \times \Delta T = C\,\Delta T \qquad (6.11)$$

(d) ഒരു ആദർശവാതകത്തിന്റെ C_p യും C_v യും തമ്മിലുള്ള ബന്ധം (The relationship between C_p and C_v for an ideal gas)

സ്ഥിര വ്യാപ്തത്തിൽ, താപധാരിത C എന്നതിന് C_v എന്നും, സ്ഥിരമർദത്തിൽ അതിനെ C_p എന്നും സൂചിപ്പിക്കാം. നമുക്ക് ഇവ തമ്മിലുള്ള ബന്ധം എങ്ങനെയെന്ന് നോക്കാം.

സ്ഥിരവ്യാപ്തത്തിൽ, താപം, q ന് വേണ്ടിയുള്ള സമവാക്യം, $q_V = C_V\,\Delta T = \Delta U$

സ്ഥിരമർദത്തിൽ, $q_p = C_p\,\Delta T = \Delta H$

ഒരു ആദർശവാതകത്തെ സംബന്ധിച്ച് C_pയും C_vയും തമ്മിലുള്ള വ്യത്യാസം നമുക്ക് ഇപ്രകാരം നിർധാരണം ചെയ്യാം

ഒരു മോൾ ആദർശവാതകത്തിന്, $\Delta H = \Delta U + \Delta(pV)$

$$= \Delta U + \Delta(\mathrm{R}T)$$

$$= \Delta U + \mathrm{R}\Delta T$$

$$\therefore\ \Delta H = \Delta U + \mathrm{R}\,\Delta T \qquad (6.12)$$

ΔH , ΔU എന്നിവയുടെ വില നൽകിയാൽ,

$$C_p\Delta T = C_V\,\Delta T + \mathrm{R}\Delta T$$

$$C_p = C_V + \mathrm{R}$$

$$C_p - C_V = \mathrm{R} \qquad (6.13)$$

6.3 ΔU, ΔH എന്നിവയുടെ അളക്കൽ : കലോറിമിതി (Measurement of ΔU and ΔH: Calorimetry)

കലോറിമിതി എന്നുവിളിക്കുന്ന പരീക്ഷണാധിഷ്ഠിതമായ സാങ്കേതികമാർഗങ്ങൾ ഉപയോഗിച്ചാണ് രാസ-ഭൗതികമാറ്റങ്ങളുമായി ബന്ധപ്പെട്ട ഊർജമാറ്റങ്ങൾ അളക്കാൻ കഴിയുന്നത്. കലോറിമിതിയിൽ ഒരു നിശ്ചിതവ്യാപ്തം ദ്രാവകത്തിൽ ഇറക്കി വച്ചിട്ടുള്ള കലോറിമീറ്റർ എന്ന പാത്രത്തിലാണ് പ്രക്രിയകൾ നടത്തുന്നത്. കലോറിമീറ്റർ മുങ്ങിയിരിക്കുന്ന ദ്രാവകത്തിന്റെ താപധാരിത, കലോറിമീറ്ററിന്റെ താപധാരിത എന്നിവ അറിയാമെങ്കിൽ, പ്രക്രിയ നടക്കുമ്പോൾ വിനിമയം ചെയ്യപ്പെടുന്ന താപത്തിന്റെ അളവ് കണ്ടുപിടിക്കാൻ കഴിയും. പരീക്ഷണത്തിൽ നിന്ന് താപനിലയിലെ വ്യത്യാസം മാത്രം കണ്ടെത്തിയാൽ മതി. രണ്ട് വ്യത്യസ്ത സാഹചര്യങ്ങളിൽ താപത്തിന്റെ അളവ് കണ്ടുപിടിക്കാം.

(i) സ്ഥിരവ്യാപ്തത്തിൽ, q_V

(ii) സ്ഥിരമർദത്തിൽ, q_p

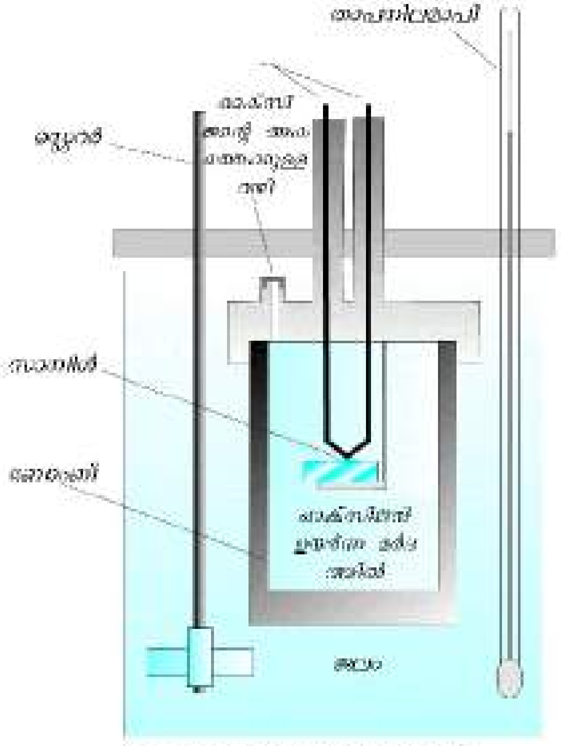
(a) ΔU അളക്കൽ (ΔU measurements)

രാസപ്രവർത്തനങ്ങളെ സംബന്ധിച്ച് സ്ഥിരവ്യാപ്തത്തിൽ വിനിമയം ചെയ്യപ്പെടുന്ന താപം അളക്കുന്നത് ബോംബ് കലോറിമീറ്റർ (ചിത്രം 6.7) ഉപയോഗിച്ചാണ്. ഇവിടെ ഒരു സ്റ്റീൽബോംബ് (steel bomb), ജലതാപകത്തിൽ (water-bath) താഴ്ത്തിവച്ചിരിക്കുന്നു. ഇവയെല്ലാം കൂടി ചേർന്ന സജ്ജീകരണമാണ് കലോറിമീറ്റർ. ചുറ്റുപാടിലേക്ക് താപനഷ്ടം സംഭവിക്കുന്നില്ല എന്നത് ഉറപ്പാക്കാനാണ് സ്റ്റീൽ ബോംബ് ആവരണ ജലതാപകത്തിൽ താഴ്ത്തിവയ്ക്കുന്നത്. ജ്വലന സാധ്യതയുള്ള ഒരു പദാർഥം, ശുദ്ധ ഓക്സിജൻ കടത്തിവിട്ടുകൊണ്ട്, സ്റ്റീൽ ബോംബിനുള്ളിൽ കത്തിക്കുന്നു. ബഹിർഗമിക്കുന്ന താപം ബോംബിനുചുറ്റുമുള്ള ജലം ആഗിരണം ചെയ്യുന്നു. അതിന്റെ താപനില നിരീക്ഷിച്ചെഴുതുന്നു. ബോംബ് കലോറിമീറ്റർ സീലു ചെയ്തിട്ടുള്ളതിനാൽ അതിന്റെ വ്യാപ്തം വ്യത്യാസപ്പെടുന്നില്ല. അതായത് ജ്വലനപ്രവർത്തനവുമായി ബന്ധപ്പെട്ട ഊർജമാറ്റം അളക്കുന്നത് സ്ഥിരവ്യാപ്തത്തിലാണ്. ഇത്തരം സാഹചര്യങ്ങളിൽ, ബോംബ് കലോറിമീറ്ററിനുള്ളിൽ, സ്ഥിരവ്യാപ്തത്തിൽ പ്രക്രിയ നടക്കുന്നതിനാൽ പ്രവൃത്തി ചെയ്യപ്പെടുന്നില്ല. വാതകങ്ങൾ ഉൾപ്പെടുന്ന രാസപ്രവർത്തനങ്ങളാണെങ്കിൽപ്പോലും $\Delta V=0$ ആയതിനാൽ പ്രവൃത്തി ചെയ്യപ്പെടുന്നില്ല. കലോറിമീറ്ററിനുള്ളിലെ പ്രവർത്തനം പൂർണമാകുമ്പോൾ അതിന്റെ താപനിലയിലുള്ള വ്യത്യാസം എത്രയെന്നളക്കുകവഴി, q_V കണക്കാക്കാൻ കഴിയും. ഇതിന് സമവാക്യം 6.11 ഉപയോഗിച്ചാൽ മതി, കലോറിമീറ്ററിന്റെ താപധാരിതയും അറിയണം.

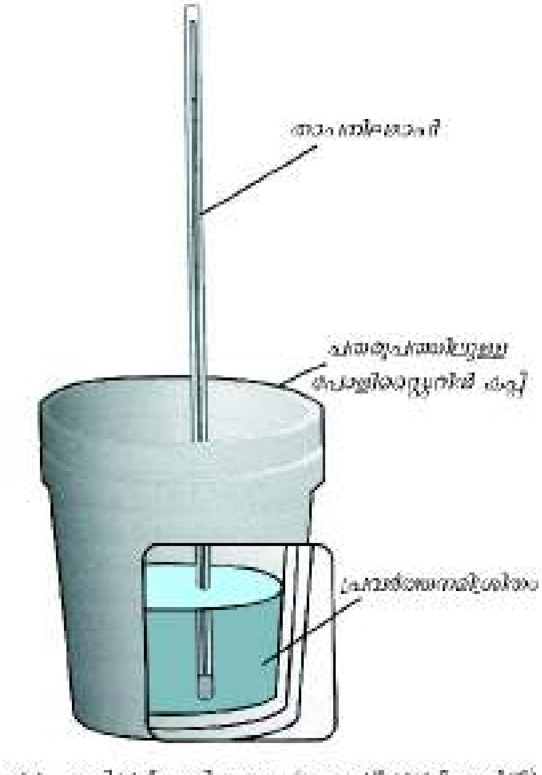
(b) ΔH അളക്കൽ (ΔH measurements)

സ്ഥിരമർദത്തിലുള്ള താപവ്യത്യാസം സാധാരണയായി (അന്തരീക്ഷമർദത്തിൽ) അളക്കുന്നത് ചിത്രം 6.8 ൽ കാണിച്ചിട്ടുള്ളതുപോലെയുള്ള കലോറിമീറ്റർ ഉപയോഗിച്ചാണ്. നമുക്കറിയാം, $\Delta H=q_p$, (സ്ഥിരമർദത്തിൽ) ആണെന്നും അതുകൊണ്ട് സ്ഥിരമർദത്തിൽ വിനിമയം ചെയ്യപ്പെടുന്ന താപം q_p പ്രതിപ്രവർത്തനതാപം (heat of reaction) അഥവാ പ്രതിപ്രവർത്തനഎൻഥാൽപി, (enthalpy of reaction) $\Delta_r H$ എന്നറിയപ്പെടുന്നു.

ഒരു താപമോചകപ്രവർത്തനത്തിന്റെ ഫലമായി പുറത്തേക്ക് വരുന്ന താപത്തെ വ്യൂഹം ചുറ്റുപാടിലേക്ക് നഷ്ടപ്പെടുത്തുന്നു. q_p യ്ക്ക് ഋണമൂല്യമായതിനാൽ $\Delta_r H$ നും ഋണമൂല്യം തന്നെയായിരിക്കും. ഇതുപോലെ ഒരു താപശോഷകരാസപ്രവർത്തനത്തിൽ q_p യ്ക്കും $\Delta_r H$ നും ധനമൂല്യമായിരിക്കും (+).



ചിത്രം 6.7 ബോംബ് കലോറിമീറ്റർ



ചിത്രം 6.8 സ്ഥിരമർദത്തിലുള്ള (അന്തരീക്ഷമർദത്തിൽ) താപവ്യത്യാസം അളക്കാനുള്ള കലോറിമീറ്റർ

പ്രശ്നം 6.6

ഒരു സ്റ്റീൽ ബോംബ് കലോറിമീറ്ററിൽ 298K-ൽ ആവശ്യത്തിലധികം ഓക്സിജന്റെ സാന്നിധ്യത്തിൽ 1*g* ഗ്രാഫൈറ്റ് ജ്വലന വിധേയമാകുന്നു. 1 atm മർദത്തിൽ നടക്കുന്ന പ്രവർത്തനത്തിന്റെ സമവാക്യം, C (graphite) + O_2 (g) → CO_2 (g) എന്നാണ്. പ്രക്രിയ നടക്കുമ്പോൾ താപനില 298 K-ൽ നിന്ന് 299 K- ആയി ഉയരുന്നു. ബോംബ് കലോറിമീറ്ററിന്റെ താപധാരിത 20.7kJ/K ആയാൽ 298K-ലും 1 atm മർദത്തിലും ഈ രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ എൻഥാൽപി വ്യത്യാസം എത്ര?

ഉത്തരം

പ്രതിപ്രവർത്തന മിശ്രിതത്തിൽ നിന്നു ലഭ്യമാകുന്ന താപം q-ഉം, C_v എന്നത് കലോറിമീറ്ററിന്റെ താപധാരിതയും ആയാൽ, കലോറിമീറ്റർ ആഗിരണം ചെയ്യുന്ന താപത്തിന്റെ അളവ്,

$$q = C_V \times \Delta T$$

പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിൽ നിന്ന് ലഭിക്കുന്ന താപത്തിന്റെ അളവ് വ്യൂഹത്തിൽ നഷ്ടമാകുന്ന താപത്തിന്റെ അളവിന് തുല്യമാണ്. പക്ഷേ എതിർചിഹ്നമായിരിക്കും. കാരണം വ്യൂഹത്തിനു നഷ്ടമാകുന്ന താപമാണ് കലോറിമീറ്റർ നേടുന്ന താപം.

$$q = -C_V \times \Delta T = -20.7\ \text{kJ/K} \times (299 - 298)\text{K}$$
$$= -20.7\ \text{kJ}$$

(ഇവിടെ നെഗറ്റീവ് ചിഹ്നം സൂചിപ്പിക്കുന്നത് പ്രവർത്തനത്തിന്റെ താപമോചകസ്വഭാവമാണ്)

അങ്ങനെ, 1*g* ഗ്രാഫൈറ്റിന്റെ ജ്വലനത്തിന്
$\Delta U = -20.7$ kJ

1mol ഗ്രാഫൈറ്റാണ് ജ്വലനവിധേയമാകുന്നതെങ്കിൽ,

$$\Delta U = \frac{12.0\ \text{g mol}^{-1} \times (-20.7\ kJ)}{1\ g}$$

$= -2.48 \times 10^2$ kJ mol^{-1}

$\Delta n_g = 0$ ആയതുകൊണ്ട്

$\Delta H = \Delta U = -2.48 \times 10^2$ kJ mol^{-1}

6.4 ഒരു പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിന്റെ എൻഥാൽപി വ്യത്യാസം, $\Delta_r H$-പ്രതിപ്രവർത്തന എൻഥാൽപി (Reaction enthalpy)

ഒരു രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ അഭികാരകങ്ങൾ ഉൽപന്നങ്ങളായി മാറുന്നു. അതിനെ നമുക്ക്

അഭികാരകങ്ങൾ → ഉൽപന്നങ്ങൾ

എന്നു കാണിക്കാം.

ഒരു രാസപ്രവർത്തനത്തോടനുബന്ധിച്ചുണ്ടാകുന്ന എൻഥാൽപിയിലുള്ള വ്യത്യാസത്തെ പ്രതിപ്രവർത്തന എൻഥാൽപി എന്നുവിളിക്കുന്നു. ഇതിനെ $\Delta_r H$ എന്ന പ്രതീകത്താൽ സൂചിപ്പിക്കുന്നു.

$\Delta_r H$ = (ഉൽപന്നങ്ങളുടെ ആകെ എൻഥാൽപി)-(അഭികാരകങ്ങളുടെ ആകെ എൻഥാൽപി)

$$= \sum_i a_i H_{\text{ഉൽപന്നങ്ങൾ}} - \sum_i b_i H_{\text{അഭികാരകങ്ങൾ}} \qquad (6.14)$$

ഇവിടെ $\sum$ (സിഗ്മ) എന്ന അടയാളം 'തുക കാണുക' എന്നതിനെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു. a_i, b_i എന്നിവ യഥാക്രമം ഉൽപന്നങ്ങളുടെയും അഭികാരകങ്ങളുടെയും, സമീകൃതസമവാക്യത്തിലെ ഗുണാങ്കങ്ങൾ (stoichiometric coefficients) ആകുന്നു. ഉദാഹരണമായി,

CH_4 (g) + $2O_2$ (g) → CO_2 (g) + $2H_2O$ (*l*)
എന്ന പ്രതിപ്രവർത്തനത്തെ സംബന്ധിച്ച്,

$$\Delta_r H = \sum_i a_i H_{\text{ഉൽപന്നങ്ങൾ}} - \sum_i b_i H_{\text{അഭികാരകങ്ങൾ}}$$

$$= [H_m(CO_2, g) + 2H_m(H_2O, l)] - [H_m(CH_4, g) + 2H_m(O_2, g)],$$

H_m എന്നത് മോളാർഎൻഥാൽപി ആണ്.

എൻഥാൽപിവ്യത്യാസം എന്നത് വളരെ ഉപകാരപ്രദമായ ഒരു പരിമാണ (quantity) മാണ്. ഈ പരിമാണം എത്രയെന്നറിയുന്നതുമൂലം ഒരു വ്യാവസായിക രാസപ്രവർത്തനം നടത്തുമ്പോൾ എത്രത്തോളം ചൂടാക്കണം അഥവാ തണുപ്പിക്കണം (ഒരു നിശ്ചിത മർദത്തിൽ) എന്ന് മുൻകൂട്ടി നിശ്ചയിക്കാൻ കഴിയും. സന്തുലന സ്ഥിരാങ്കത്തിന് താപനിലയിലുള്ള ആശ്രിതത്വം കണക്കാക്കുന്നതിനും ഇത് ആവശ്യമാണ്.

(a) പ്രാമാണിക പ്രതിപ്രവർത്തനഎൻഥാൽപി (Standard enthalpy of reactions)

പ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങളുടെ എൻഥാൽപി എന്നത്, ആ രാസപ്രവർത്തനം, നടക്കുന്ന സാഹചര്യങ്ങളെ

ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. അതുകൊണ്ട്, ചില പ്രാമാണിക സാഹചര്യങ്ങൾ വ്യക്തമാക്കുക എന്നത് ആവശ്യമാണ്. ഒരു രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ പ്രാമാണിക പ്രതിപ്രവർത്തന എൻഥാൽപി എന്നത്, പങ്കെടുക്കുന്ന എല്ലാ പദാർഥങ്ങളും അവയുടെ പ്രമാണ അവസ്ഥകളിലായിരിക്കുമ്പോഴുള്ള രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ എൻഥാൽപിവ്യത്യാസമാണ്.

ഒരു നിശ്ചിത താപനിലയിൽ, ഒരു പദാർഥത്തിന്റെ പ്രമാണഅവസ്ഥ എന്നത് 1 bar മർദത്തിലുള്ള അതിന്റെ ശുദ്ധമായ രൂപമാണ്. ഉദാഹരണമായി, 298 K-ൽ ദ്രാവക എഥനോളിന്റെ പ്രമാണഅവസ്ഥ എന്നത്, 1 bar മർദത്തിലുള്ള ശുദ്ധമായ ദ്രാവക എഥനോളാണ്. അതുപോലെ 500 K-ൽ ഖര ഇരുമ്പിന്റെ പ്രമാണ അവസ്ഥ എന്നത്, 1bar മർദത്തിലുള്ള ശുദ്ധ ഇരുമ്പാണ്. സാധാരണയായി ദത്തങ്ങൾ (data) സ്വീകരിക്കുന്നത് 298K താപനിലയിലാണ്.

പ്രാമാണികസാഹചര്യങ്ങൾ സൂചിപ്പിക്കാൻ ΔH എന്നതിന്റെ വലതുവശത്ത് മുകളിലായി '0' എന്ന അടയാളം ചേർത്താൽ മതി. i.e., ΔH^0

(b) പ്രാവസ്ഥാരൂപാന്തരണം നടക്കുമ്പോഴുള്ള എൻഥാൽപിവ്യത്യാസം (Enthalpy changes during phase transformations)

പ്രാവസ്ഥാരൂപാന്തരണങ്ങൾ സംഭവിക്കുന്നതിനൊപ്പം ഊർജമാറ്റങ്ങളും ഉണ്ടാകും. ഉദാഹരണം: മഞ്ഞ് ഉരുകുന്നതിന് താപോർജം വേണം. സാധാരണയായി ഈ ദ്രവീകരണം നടക്കുന്നത് സ്ഥിരമർദത്തിലാണ് (അന്തരീക്ഷമർദം). പ്രാവസ്ഥ മാറുമ്പോൾ താപനില സ്ഥിരമായി നിൽക്കുന്നു (at 273 K).

$$H_2O(s) \rightarrow H_2O(l);\ \Delta_{fus}H^0 = 6.00\ \text{kJ mol}^{-1}$$

ഇവിടെ $\Delta_{fus}H^0$ എന്നത് പ്രമാണഅവസ്ഥയിൽ ഉള്ള ദ്രവീകരണഎൻഥാൽപി (Enthalpy of fusion) യാണ്. ജലം ഖരീഭവിക്കുകയാണെങ്കിൽ, ഈ പ്രക്രിയ എതിർ ദിശയിൽ നടക്കുകയും താപം ചുറ്റുപാടിലേക്ക് ബഹിർഗമിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു.

പ്രമാണഅവസ്ഥയിൽ ഒരു മോൾ പദാർഥം ദ്രവീകരിക്കപ്പെടുമ്പോഴുണ്ടാകുന്ന എൻഥാൽപി വ്യത്യാസത്തെ പ്രാമാണിക ദ്രവീകരണ എൻഥാൽപി അഥവാ മോളാർ ദ്രവീകരണ എൻഥാൽപി, $\Delta_{fus}H^0$ എന്നുവിളിക്കുന്നു.

ഒരു ഖരപദാർഥം ദ്രാവകമായി മാറുന്നത് താപശോഷക പ്രക്രിയയാണ്. അതുകൊണ്ട് ദ്രവീകരണ എൻഥാൽപികൾ പോസിറ്റീവാണ്. ജലം ബാഷ്പീകരിക്കപ്പെടുന്നതിന് താപം ആവശ്യമാണ്. സ്ഥിരമർദത്തിലും സ്ഥിര താപനിലയായ തിളനിലയിലും (T_b) ജലത്തിന്റെ പ്രാമാണിക ബാഷ്പീകരണ എൻഥാൽപി $\Delta_{vap}H^0$, + 40.79KJ mol⁻¹ ആണ്.

$$H_2O(l) \rightarrow H_2O(g);\ \Delta_{vap}H^0 = +\ 40.79\text{kJ mol}^{-1}$$

പ്രമാണമർദത്തിലും (1bar) സ്ഥിരതാപനിലയിലും ഒരു മോൾ ദ്രാവകം ബാഷ്പീകരിക്കപ്പെടുമ്പോഴുള്ള എൻഥാൽപി വ്യത്യാസമാണ് പ്രാമാണികബാഷ്പീകരണ എൻഥാൽപി അഥവാ മോളാർബാഷ്പീകരണ എൻഥാൽപി, $\Delta_{vap}H^0$.

ഉത്പതനം (sublimation) എന്നത് ഒരു ഖരപദാർഥം നേരിട്ട് ബാഷ്പാവസ്ഥയിലേക്കു മാറുന്നതാണ്. ഖര CO_2 ('dry ice') 195K താപനിലയിൽ ഉത്പതനത്തിന് വിധേയമാകുമ്പോഴുള്ള എൻഥാൽപിവ്യത്യാസം, $\Delta_{sub}H^0$=25.2 kJ mol⁻¹; ഇതുപോലെ വളരെ സാവധാനം ഉത്പതനത്തിന് വിധേയമാകുന്ന നാഫ്തലീനെ സംബന്ധിച്ച്, $\Delta_{sub}H^0 = 73.0\ \text{kJ mol}^{-1}$.

പ്രാമാണിക ഉത്പതനഎൻഥാൽപി, $\Delta_{sub}H^0$ എന്നത്, പ്രമാണമർദത്തിലും (1bar) ഒരു നിശ്ചിത താപനിലയിലും ഒരു മോൾ ഖരപദാർഥം ഉത്പതനവിധേയമാകുമ്പോഴുള്ള എൻഥാൽപി വ്യത്യാസമാണ്.

എൻഥാൽപി വ്യത്യാസത്തിന്റെ മൂല്യം, പ്രാവസ്ഥാരൂപാന്തരണത്തിനു വിധേയമാകുന്ന പദാർഥത്തിലെ തന്മാത്രാന്തരബലങ്ങളുടെ ശക്തിയെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. ഉദാഹരണത്തിന്, ദ്രാവകാവസ്ഥയിൽ ശക്തമായ ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനത്താൽ ജലതന്മാത്രകൾ തമ്മിൽ ദൃഢമായി ബന്ധിതമായിരിക്കുന്നു. അസെറ്റോൺ പോലെയുള്ള ഒരു ഓർഗാനിക് ദ്രാവകത്തെ സംബന്ധിച്ച് തന്മാത്രാന്തര ദ്വിധ്രുവ- ദ്വിധ്രുവ ആകർഷണ ബലങ്ങൾ തീർത്തും ദുർബലമാണ്. അതിനാൽ ഒരു മോൾ ജലത്തിന്റെ ബാഷ്പീകരണത്തിനാവശ്യമായതിനെക്കാൾ വളരെ കുറഞ്ഞ താപം മതിയാകും ഒരു മോൾ അസെറ്റോണിന്റെ ബാഷ്പീകരണം നടക്കാൻ. ചില പദാർഥങ്ങളുടെ ദ്രവീകരണത്തിന്റെയും ബാഷ്പീകരണത്തിന്റെയും പ്രാമാണികഎൻഥാൽപി വ്യത്യാസത്തിന്റെ വിലകൾ പട്ടിക 6.1-ൽ നൽകിയിരിക്കുന്നു.

പട്ടിക 6.1 ദ്രവീകരണത്തിന്റെയും ബാഷ്പീകരണത്തിന്റെയും പ്രാമാണികഎൻഥാൽപി വ്യത്യാസങ്ങൾ.

പദാർഥം	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_3COCH_3	177.8	5.72	329.4	29.1
CCl_4	250.16	2.5	349.69	30.0
H_2O	273.15	6.01	373.15	40.79
NaCl	1081.0	28.8	1665.0	170.0
C_6H_6	278.65	9.83	353.25	30.8

(T_f , T_b എന്നിവ യഥാക്രമം ദ്രവണാങ്കം, തിളനില എന്നിവയാണ്)

പ്രശ്നം 6.7

ഒരു നീന്തൽക്കുളത്തിൽ നിന്ന് പുറത്തേക്കു വരുന്ന നീന്തൽക്കാരൻ 18g മാസമുള്ള ജലപാടയാൽ ആവരണം ചെയ്യപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. 298 K-ൽ ഈ ജലാവരണം ബാഷ്പീകരിക്കുന്നതിന് എത്ര താപം നൽകേണ്ടി വരും? 298 K -ൽ ബാഷ്പീകരണ ആന്തരികോർജം കണക്കാക്കുക.

298 K -ൽ ജലത്തിന്റെ

$\Delta_{vap}H^\ominus = 44.01\ kJ\ mol^{-1}$

ഉത്തരം

ബാഷ്പീകരണപ്രക്രിയയെ നമുക്കിപ്രകാരം സൂചിപ്പിക്കാം

$$18\,g\,H_2O(l) \xrightarrow{\text{ബാഷ്പീകരണം}} 18\,g\,H_2O(g)$$

18 g ജലത്തിലെ മോൾ എണ്ണം

$$= \frac{18\,g}{18\,g\,mol^{-1}} = 1\,mol$$

298 K ൽ 18 g ജലത്തെ ബാഷ്പീകരിക്കാനാവശ്യമായ താപം

$$= n \times \Delta_{vap}H^\ominus$$
$$= (1\ mol) \times (44.01\ kJ\ mol^{-1})$$
$$= 44.01\ kJ$$

$$\Delta_{vap}U^\ominus = \Delta_{vap}H^\ominus - p\Delta V = \Delta_{vap}H^\ominus - \Delta n_g RT$$

(നീരാവി ആദർശവാതകത്തെപ്പോലെ പെരുമാറുമെന്ന് കരുതുക.)

$$\Delta_{vap}H^\ominus - \Delta n_g RT = 44.01\ kJ\ mol^{-1}$$
$$-(1)(8.314\ JK^{-1}mol^{-1})(298K)(10^{-3}kJ\,J^{-1})$$

$$\Delta_{vap}U^\ominus = 44.01\,kJ\ mol^{-1} - 2.48\,kJ\ mol^{-1}$$
$$= 41.53\,kJ\ mol^{-1}$$

പ്രശ്നം 6.8

ജലബാഷ്പത്തിന് ആദർശവാതക സ്വഭാവമാണെന്ന് കരുതിയാൽ, 100°C ലും 1 bar മർദത്തിലുമുള്ള 1 mol ജലം 0°C ൽ ഐസ് ആയി മാറുമ്പോഴുള്ള ആന്തരികോർജവ്യതിയാനം കണക്കാക്കുക. ഐസിന്റെ ദ്രവീകരണ എൻഥാൽപി 6.00 kJ mol^{-1} ഉം ജലത്തിന്റെ താപധാരിത 4.2 $Jg^{-1}°C^{-1}$ ഉം ആകുന്നു.

ഉത്തരം

മാറ്റങ്ങൾ ഇപ്രകാരം സൂചിപ്പിക്കാം:

ഘട്ടം 1 : 1 mol (l, 100°C) → 1mol H_2O(l, 0°C); $\Delta H = \Delta H_1$

ഘട്ടം 2 : 1 mol H_2O (l, 0°C) → 1 mol H_2O (s, 0°C) $\Delta H = \Delta H_2$

ആകെ എൻഥാൽപി വ്യത്യാസം $\Delta H_1 + \Delta H_2$

$$\Delta H_1 = -(18 \times 4.2 \times 100)\ J\ mol^{-1}$$
$$= -7560\ J\ mol^{-1} = -7.56\ k\ J\ mol^{-1}$$

$$\Delta H_2 = -6.00\ kJ\ mol^{-1}$$

$$\therefore \Delta H = -7.56\ kJ\ mol^{-1} + (-6.00\ kJ\ mol^{-1})$$
$$= -13.56\ kJ\ mol^{-1}$$

പട്ടിക 6.2 298K-ലുള്ള ചില പദാർഥങ്ങളുടെ പ്രാമാണിക മോളാർരൂപീകരണ എൻഥാൽപികൾ ($\Delta_f H^\ominus$)

പദാർഥം	$\Delta_f H^\ominus$ / (kJ mol^{-1})	പദാർഥം	$\Delta_f H^\ominus$ / (kJ mol^{-1})
$Al_2O_3(s)$	-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 ഡയമണ്ട്	+1.89	$NaF(s)$	-573.65
C ഗ്രാഫൈറ്റ്	0	$NaCl(s)$	-411.15
$CaO(s)$	- 635.09	$NaBr(s)$	-361.06
$CH_4(g)$	-74.81	$NaI(s)$	-287.78
$C_2H_4(g)$	52.26	$NH_3(g)$	-46.11
$CH_3OH(l)$	-238.86	$NO(g)$	+ 90.25
$C_2H_5OH(l)$	-277.69	$NO_2(g)$	+33.18
$C_6H_6(l)$	+ 49.0	$PCl_3(l)$	-319.70
$CO(g)$	-110.53	$PCl_5(s)$	-443.5
$CO_2(g)$	-393.51	$SiO_2(s)$ ക്വാർട്സ്	-910.94
$C_2H_6(g)$	-84.68	$SnCl_2(s)$	-325.1
$Cl_2(g)$	0	$SnCl_4(l)$	-511.3
$C_3H_8(g)$	-103.85	$SO_2(g)$	-296.83
n-$C_4H_{10}(g)$	-126.15	$SO_3(g)$	-395.72
HgS(s) red	-58.2	$SiH_4(g)$	+ 34
$H_2(g)$	0	$SiCl_4(g)$	-657.0
$H_2O(g)$	-241.82	C(g)	+716.68
$H_2O(l)$	-285.83	H(g)	+217.97
HF(g)	-271.1	Cl(g)	+121.68
HCl(g)	-92.31	$Fe_2O_3(s)$	-824.2
HBr(g)	-36.40		

ഇവിടെ ദ്രാവകം ഖരമായി മാറുമ്പോഴുള്ള വ്യാപ്ത വ്യത്യാസം പരിഗണിക്കത്തക്കതല്ല.

$\therefore p\Delta v = \Delta n_g RT = 0$

$\Delta H = \Delta U = -13.56 \text{ kJ mol}^{-1}$

(c) പ്രാമാണിക രൂപീകരണ എൻഥാൽപി (Standard enthalpy of formation)

ഒരു മോൾസംയുക്തം, ഏറ്റവും സ്ഥിരതയുള്ള അവസ്ഥയിൽ (പ്രമാണാവസ്ഥ എന്നും അറിയപ്പെടും) സ്ഥിതി ചെയ്യുന്ന അതിന്റെ ഘടക മൂലകങ്ങളിൽ നിന്ന് രൂപീകൃതമാകുന്നതിനുവേണ്ടി വരുന്ന പ്രാമാണിക എൻഥാൽപി വ്യത്യാസം, ആ സംയുക്തത്തിന്റെ പ്രാമാണിക മോളാർരൂപീകരണ എൻഥാൽപി എന്നറിയപ്പെടുന്നു. ഇതിന്റെ പ്രതീകമാണ് $\Delta_f H^\ominus$; പ്രമാണാവസ്ഥയിലുള്ള ഒരു മോൾ സംയുക്തം, ഏറ്റവും സ്ഥിരതയുള്ള അവസ്ഥയിൽ സ്ഥിതി ചെയ്യുന്ന, അതിന്റെ ഘടകമൂലകങ്ങളിൽ നിന്ന് രൂപീകൃതമാകുന്നുവെന്നാണ് 'f' എന്ന ചുവടെഴുത്ത് (subscript) സൂചിപ്പിക്കുന്നത്. ഒരു മൂലകത്തിന്റെ പ്രമാണാവസ്ഥ 25^0C ൽ 1 bar മർദത്തിലുമുള്ള, ആ മൂലകത്തിന്റെ ഏറ്റവും സ്ഥിരതയുള്ള രൂപമാണ്. ഉദാഹരണമായി, ഹൈഡ്രജന്റെ പ്രമാണാവസ്ഥ H_2 വാതകമാണ്. ഓക്സിജൻ, കാർബൺ, സൾഫർ എന്നിവയുടെ പ്രമാണാവസ്ഥകൾ യഥാക്രമം O_2 വാതകം, $C_{\text{ഗ്രാഫൈറ്റ്}}$, $S_{\text{റോംബിക്}}$ എന്നിങ്ങനെയാണ്. ചില പദാർഥങ്ങളുടെ പ്രാമാണികരൂപീകരണ എൻഥാൽപിയും, അതിനെ സൂചിപ്പിക്കുന്ന പ്രതിപ്രവർത്തനവും ചുവടെ നൽകിയിരിക്കുന്നു.

$$H_2(g) + ½O_2(g) \rightarrow H_2O(l);$$

$$\Delta_f H^\ominus = -285.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

C (ഗ്രാഫൈറ്റ്, s) $+ 2H_2(g) \rightarrow CH_4(g)$;

$\Delta_f H^{\theta} = -74.81 kJ\ mol^{-1}$

$2C$ (ഗ്രാഫൈറ്റ്, s) $+ 3H_2(g) + ½O_2(g) \rightarrow C_2H_5OH(l)$;

$$\Delta_f H^{\theta} = -277.7 kJ\ mol^{-1}$$

ഇവിടെ പ്രധാനമായും മനസ്സിലാക്കേണ്ടത് പ്രാമാണിക മോളാർ രൂപീകരണ എൻഥാൽപി $\Delta_f H^{\theta}$ എന്നത് മുകളിൽ സൂചിപ്പിച്ചിട്ടുള്ള രാസസമവാക്യങ്ങളിലെ പ്പോലെ ഒരു മോൾസംയുക്തം അതിന്റെ ഘടക മൂലകങ്ങളിൽ നിന്ന് രൂപീകൃതമാകുന്ന പ്രക്രിയയുടെ $\Delta_r H^{\theta}$ തന്നെയെന്നാണ്. (i.e., ഒരു പ്രത്യേക സാഹചര്യത്തിലെ $\Delta_r H^{\theta}$ ആണ് $\Delta_f H^{\theta}$). ഇതിൽ നിന്ന് വ്യത്യസ്തമായി ഒരു താപമോചകപ്രവർത്തനത്തെ ചുവടെ ചേർത്തിട്ടുള്ളത് ശ്രദ്ധിക്കുക:

$CaO(s) + CO_2(g) \rightarrow CaCO_3(s)$;

$\Delta_r H^{\theta} = -178.3 kJ\ mol^{-1}$

ഇവിടെത്തന്നിട്ടുള്ള $\Delta_r H^{\theta}$ കാൽസ്യം കാർബണേറ്റിന്റെ രൂപീകരണഎൻഥാൽപിയല്ല. കാരണം, ഇവിടെ കാൽസ്യം കാർബണേറ്റ് ഉണ്ടാകുന്നത് മറ്റു സംയുക്തങ്ങളിൽ നിന്നാണ്. അല്ലാതെ ഘടക മൂലകങ്ങളിൽ നിന്നല്ല. അതുപോലെതന്നെ, ചുവടെ ചേർത്തിട്ടുള്ള പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിൽ തന്നിട്ടുള്ള എൻഥാൽപി വ്യത്യാസം പ്രാമാണികരൂപീകരണ എൻഥാൽപി അല്ല.

$H_2(g) + Br_2(l) \rightarrow 2HBr(g)$;

$$\Delta_r H^{\theta} = -72.8 kJ\ mol^{-1}$$

ഇവിടെ ഒരു മോളല്ല മറിച്ച് രണ്ട് മോൾ ഉല്പന്നങ്ങളാണ് അതിന്റെ ഘടകമൂലകങ്ങളിൽ നിന്നുണ്ടാകുന്നത്. i.e.,

$\Delta_r H^{0} = 2\Delta_f H^{\theta}$.

അതുകൊണ്ട് സമീകരിച്ച രാസസമവാക്യത്തിലെ ഗുണാങ്കങ്ങളെയെല്ലാം 2 കൊണ്ട് ഹരിച്ചാൽ HBr(g) ന്റെ രൂപീകരണ എൻഥാൽപിയെ സൂചിപ്പിക്കുന്ന സമവാക്യം എഴുതാൻ കഴിയും:

$½H_2(g) + ½Br_2(l) \rightarrow HBr(g)$;

$$\Delta_f H^{\theta} = -36.4 kJ\ mol^{-1}$$

ചില പദാർഥങ്ങളുടെ പ്രാമാണികരൂപീകരണ എൻഥാൽപികൾ പട്ടിക 6.2-ൽ നൽകിയിരിക്കുന്നു. പ്രമാണാവസ്ഥയിൽ സ്ഥിതിചെയ്യുന്ന ഒരു മൂലകത്തിന്റെ, അതായത്, ഏറ്റവും സ്ഥിരതയുള്ള അവസ്ഥയിൽ സ്ഥിതിചെയ്യുന്ന ഒരു മൂലകത്തിന്റെ പ്രാമാണിക രൂപീകരണഎൻഥാൽപി സാധാരണയായി പൂജ്യമായി കരുതുന്നു.

നിങ്ങൾ ഒരു കെമിക്കൽ എഞ്ചിനീയറാണെന്നും, കാൽസ്യം കാർബണേറ്റിനെ വിഘടിപ്പിച്ച് ലൈം, കാർബൺഡൈഓക്സൈഡ് എന്നിവയാക്കാൻ എത്ര താപം ആവശ്യമാണെന്ന് അറിയണമെന്നും കരുതുക. ഒപ്പം എല്ലാ പദാർഥങ്ങളും അവയുടെ പ്രമാണാവസ്ഥകളിലാണെന്നും കരുതുക.

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g); \Delta_r H^{\theta} = ?$$

ഇവിടെ നമുക്ക് പ്രാമാണിക രൂപീകരണ എൻഥാൽപികൾ ഉപയോഗിച്ചുകൊണ്ട് പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിന്റെ എൻഥാൽപിവ്യത്യാസം കണക്കാക്കാൻ കഴിയും. ഇതിനായി, ചുവടെ നൽകിയിട്ടുള്ള പൊതു സമവാക്യം ഉപയോഗിക്കാം.

$$\Delta_r H^{\theta} = \sum_i a_i \Delta_f H^{\theta}(\text{ഉല്പന്നങ്ങൾ}) - \sum_i b_i \Delta_f H^{\theta}(\text{അഭികാരകങ്ങൾ})$$

a, b എന്നിവ യഥാക്രമം ഉല്പന്നങ്ങളുടെയും അഭികാരകങ്ങളുടെയും രാസസമവാക്യത്തിലെ ഗുണാങ്കങ്ങളെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു. ഈ സമവാക്യം കാൽസ്യം കാർബണേറ്റിന്റെ വിഘടനത്തിൽ പ്രയോഗിച്ചാൽ,

$$\Delta_r H^{\theta} = \Delta_f H^{\theta}[CaO(s)] + \Delta_f H^{\theta}[CO_2(g)] - \Delta_f H^{\theta}[CaCO_3(s)]$$

$$= 1(-635.1\ kJ\ mol^{-1}) + 1(-393.5\ kJ\ mol^{-1}) - 1(-1206.9\ kJ\ mol^{-1})$$

$= 178.3\ kJ\ mol^{-1}$

അങ്ങനെ $CaCO_3$ ന്റെ വിഘടനം ഒരു താപശോഷക പ്രവർത്തനമാണെന്നും, നമുക്ക് ഉൽപ്പന്നങ്ങൾ ലഭിക്കണമെങ്കിൽ അതിനെ ചൂടാക്കണമെന്നും മനസ്സിലാക്കാം.

(d) താപരാസസമവാക്യങ്ങൾ (Thermochemical equations)

സമീകരിച്ച ഒരു രാസസമവാക്യത്തോടൊപ്പം $\Delta_r H$ കൂടി ചേർത്തെഴുതുന്ന സമവാക്യത്തെയാണ് താപരാസസമവാക്യം എന്നുവിളിക്കുന്നത്. ഇത്തരം സമവാക്യങ്ങളിൽ പദാർഥങ്ങളുടെ ഭൗതികാവസ്ഥയും (രൂപാന്തരാവസ്ഥയും) സൂചിപ്പിക്കുന്നു.

$C_2H_5OH(l) + 3O_2(g) \rightarrow 2CO_2(g) + 3H_2O(l)$;

$$\Delta_r H^{\theta} = -1367 kJ\ mol^{-1}$$

ഈ രാസസമീകരണം ദ്രാവകഎഥനോളിന്റെ, ഒരു നിശ്ചിത താപനിലയിലും മർദത്തിലുമുള്ള ജ്വലനത്തെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു. എൻഥാൽപിവ്യത്യാസത്തിന്റെ

നെഗറ്റീവ് ചിഹ്നം സൂചിപ്പിക്കുന്നത്, ഇതൊരു താപമോചകപ്രവർത്തനമാണെന്നാണ്.

താപരാസസമവാക്യങ്ങൾ സംബന്ധിച്ച ചില പരമ്പരാഗത രീതികൾ ഓർത്തിരിക്കേണ്ടത് ആവശ്യമാണ്. അവ ചുവടെ ചേർക്കുന്നു:

1. സമീകരിച്ച താപരാസ സമവാക്യങ്ങളിലെ ഗുണാങ്കങ്ങൾ അഭികാരകങ്ങളുടെയും ഉല്പന്നങ്ങളുടെയും മോൾ എണ്ണത്തെയാണ് സൂചിപ്പിക്കുന്നത്, മറിച്ച് തന്മാത്രകളുടെ എണ്ണത്തെയല്ല.

2. സമവാക്യത്തിൽ സൂചിപ്പിക്കുന്ന, പദാർഥങ്ങളുടെ മോൾ എണ്ണത്തെ പ്രതിനിധീകരിക്കുന്ന സംഖ്യാമൂല്യമായിരിക്കും $\Delta_r H^\ominus$ യ്ക്കുള്ളത്. പ്രാമാണിക എൻഥാൽപി വ്യത്യാസം, $\Delta_r H^\ominus$ എന്നതിന് kJ mol^{-1} എന്ന ഏകകം (unit) ആയിരിക്കും ഉള്ളത്.

ഈ സങ്കല്പനം വിശദീകരിക്കുന്നതിന്, ചുവടെ ചേർത്തിട്ടുള്ള രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ പ്രതിപ്രവർത്തനഎൻഥാൽപി കണക്കാക്കുന്നതെങ്ങനെയെന്ന് നോക്കാം:

$$Fe_2O_3(s) + 3H_2(g) \rightarrow 2Fe(s) + 3H_2O(l),$$

പട്ടിക 6.2-ൽ നിന്ന് പ്രാമാണികരൂപീകരണ എൻഥാൽപികളുടെ വില സ്വീകരിച്ചാൽ

$\Delta_f H^\ominus(H_2O, l) = -285.83$ kJ mol^{-1};

$\Delta_f H^\ominus(Fe_2O_3, s) = -824.2$ kJ mol^{-1};

കൂടാതെ, വ്യവസ്ഥിതിപ്രകാരം

$\Delta_f H^\ominus(Fe, s) = 0$,

$\Delta_f H^\ominus(H_2, g) = 0$ എന്നിങ്ങനെയായിരിക്കും.

അങ്ങനെയെങ്കിൽ,

$$\Delta_r H_1^\ominus = 3(-285.83 \text{ kJ mol}^{-1}) - 1(-824.2 \text{ kJ mol}^{-1})$$
$$= (-857.5 + 824.2) \text{ kJ mol}^{-1}$$
$$= -33.3 \text{ kJ mol}^{-1}$$

ഇവിടെ ശ്രദ്ധിക്കേണ്ട ഒരു കാര്യം, കണക്കുകൂട്ടലിൽ ഉപയോഗിച്ചിട്ടുള്ള ഗുണാങ്കങ്ങൾ തീർത്തും സംഖ്യകൾ മാത്രമാണ്; സമീകൃതരാസസമവാക്യത്തിലെ ഓരോ പദാർഥത്തിന്റെയും ഗുണാങ്കങ്ങളാണവ. $\Delta_r H^\ominus$ ന്റെ ഏകകം (unit), kJ mol^{-1} ആണ്. ഇത് അർഥമാക്കുന്നത് ഈ വില ഒരു *മോൾപ്രതിപ്രവർത്തനത്തിനു* വേണ്ടിയുള്ളതാണെന്നാണ്. മുകളിൽ സൂചിപ്പിച്ചതുപോലെ, ഒരു രാസസമവാക്യത്തെ ഒരു പ്രത്യേക രീതിയിൽ ഒരിക്കൽ സമീകരിച്ചാൽ അത് പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിന്റെ ഒരു മോൾഎണ്ണത്തെ നിർവചിക്കുന്നു. മറ്റൊരുരീതിയിലാണ് ഈ പ്രവർത്തനത്തെ സമീകരിക്കുന്നതെങ്കിൽ, ഉദാഹരണമായി,

$$\frac{1}{2}Fe_2O_3(s) + \frac{3}{2}H_2(g) \rightarrow Fe(s) + \frac{3}{2}H_2O(l)$$

എന്നാണ് രാസസമീകരണമെങ്കിൽ, ഈ പ്രതിപ്രവർത്തനം അളവ് ഒരു മോൾപ്രതിപ്രവർത്തനമായിരിക്കും. അപ്പോൾ $\Delta_r H^\ominus$ എന്നത്.

$$\Delta_r H_2^\ominus = \frac{3}{2}(-285.83 \text{ kJ mol}^{-1})$$
$$-\frac{1}{2}(-824.2 \text{ kJ mol}^{-1})$$
$$= (-428.7 + 412.1) \text{ kJ mol}^{-1}$$
$$= -16.6 \text{ kJ mol}^{-1} = \tfrac{1}{2}\Delta_r H_1^\ominus$$

ഇത് സൂചിപ്പിക്കുന്നത് എൻഥാൽപി എന്നത് പരിമാണസ്ഥിത (extensive) ഗുണധർമമാണെന്നാണ്.

3. ഒരു രാസസമവാക്യത്തെ എതിർദിശയിലാക്കിയെഴുതിയാൽ, $\Delta_r H^\ominus$ ന്റെ വില എതിർ ചിഹ്നമുള്ളതാകുന്നു.

ഉദാഹരണം:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g);$$
$$\Delta_r H^\ominus = -91.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$
$$2NH_3(g) \rightarrow N_2(g) + 3H_2(g);$$
$$\Delta_r H^\ominus = +91.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

(c) ഹെസ്സിന്റെ സ്ഥിരതാപസങ്കലനനിയമം (Hess's Law of constant Heat summation)

എൻഥാൽപി ഒരു അവസ്ഥാഗുണമാണ്, അതിനാൽ എൻഥാൽപിവ്യത്യാസം, ആദ്യാവസ്ഥ (അഭികാരകങ്ങൾ) യിൽ നിന്ന് അന്ത്യാവസ്ഥ (ഉല്പന്നങ്ങൾ) യിലേക്കുള്ള മാർഗത്തെ ആശ്രയിക്കുന്നില്ല. മറ്റൊരു തരത്തിൽ പറഞ്ഞാൽ ഒരു പ്രതിപ്രവർത്തനം സംഭവ്യമാകുന്നത് ഒറ്റഘട്ടത്തിലാണെങ്കിലും, കുറെയധികം ഘട്ടങ്ങളിലൂടെയാണെങ്കിലും അതിന്റെ എൻഥാൽപിവ്യത്യാസം തുല്യമായിരിക്കും. ഇതിനെ നമുക്ക് ഹെസ്സ്നിയമം എന്ന നിലയിൽ ഇപ്രകാരം പ്രസ്താവിക്കാം.

ഒരു പ്രതിപ്രവർത്തനം നടക്കുന്നത് കുറെയധികം ഘട്ടങ്ങളിലൂടെയാണെങ്കിൽ അതിന്റെ പ്രാമാണിക പ്രതിപ്രവർത്തന എൻഥാൽപി ഓരോ ഘട്ടത്തിലെയും പ്രാമാണിക പ്രതിപ്രവർത്തനഎൻഥാൽപികളുടെ ആകെത്തുകയായിരിക്കും.

ഒരുദാഹരണത്തിൽ നിന്ന് ഈ നിയമത്തിന്റെ പ്രാധാന്യം മനസിലാക്കാം. ചുവടെ ചേർത്തിട്ടുള്ള

പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിന്റെ എൻഥാൽപിവ്യത്യാസം പരിഗണിക്കുക.

$$C(\text{ഗ്രാഫൈറ്റ്}, s)+\frac{1}{2}O_2(g)\rightarrow CO(g);\Delta_r H^\circ=?$$

$CO(g)$ ആണ് പ്രധാന ഉല്പന്നമെങ്കിലും എല്ലായ്പ്പോഴും കുറച്ച് $CO_2(g)$ കൂടെ ഉണ്ടാകാറുണ്ട്. അതുകൊണ്ട്, ഇതിന്റെ എൻഥാൽപിവ്യത്യാസം നേരിട്ട് അളക്കുക സാധ്യമല്ല. എന്നിരുന്നാലും, ഈ പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിൽ ഉൾപ്പെട്ടിട്ടുള്ള പദാർഥങ്ങൾ പങ്കെടുക്കുന്ന മറ്റു ചില രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾ പരിഗണിച്ചുകൊണ്ട്, നമുക്ക് ആവശ്യമുള്ള പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിന്റെ എൻഥാൽപി വ്യത്യാസം കണക്കാക്കാം.

ചുവടെ ചേർത്തിട്ടുള്ള പ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങൾ പരിഗണിക്കുക:

$$C(\text{ഗ്രാഫൈറ്റ്}, s)+O_2(g)\rightarrow CO_2(g);\quad \Delta_r H^\circ=-393.5\,kJ\,mol^{-1} \qquad \text{(i)}$$

$$CO(g)+\frac{1}{2}O_2(g)\rightarrow CO_2(g);\quad \Delta_r H^\circ=-283.0\,kJ\,mol^{-1} \qquad \text{(ii)}$$

ഈ രണ്ട് പ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങളും കൂടി ചേർത്തുകൊണ്ട് നമുക്ക് ആവശ്യമുള്ള പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിലെത്താം. സമവാക്യത്തിന്റെ വലതുവശത്ത് ഒരു മോൾ $CO(g)$ കിട്ടുന്നതിന് സമവാക്യം (ii) നെ എതിർദിശയിലാക്കിയെഴുതാം. ഇവിടെ, താപംബഹിർഗമിക്കുന്നതിനുപകരം, സ്വീകരിക്കുന്നതുകൊണ്ട് $\Delta_r H^\circ$ ന്റെ ചിഹ്നം വിപരീതമാകുന്നു.

$$CO_2(g)\rightarrow CO(g)+\frac{1}{2}O_2(g);\quad \Delta_r H^\circ=+283.0\,kJ\,mol^{-1} \qquad \text{(iii)}$$

സമവാക്യം (i) ഉം (iii) ഉം കൂട്ടിയാൽ, നമുക്കുവേണ്ട സമവാക്യം കിട്ടും.

$$C(\text{ഗ്രാഫൈറ്റ്}, s)+\frac{1}{2}O_2(g)\rightarrow CO(g);$$

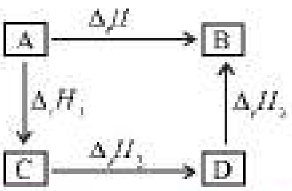
$$\Delta_r H^\circ=(-393.5+283.0)$$

$$=-110.5\,kJ\,mol^{-1}$$

പൊതുവെ പറഞ്ഞാൽ, $A\rightarrow B$ എന്ന പ്രതിപ്രവർത്തനം ഒരു മാർഗത്തിൽ നടക്കുമ്പോൾ പ്രതിപ്രവർത്തന എൻഥാൽപി $\Delta_r H$ ഉം, വിവിധഘട്ടങ്ങൾ ഉൾക്കൊള്ളുന്നതും അതേ ഉല്പന്നം ലഭ്യമാകുന്നതുമായ മറ്റൊരു മാർഗത്തിലൂടെയാണെങ്കിൽ, $\Delta_r H_1$, $\Delta_r H_2$, $\Delta_r H_3$..... എന്നിവ വിവിധഘട്ടങ്ങളുടെ പ്രതിപ്രവർത്തന എൻഥാൽപികളുമാണെങ്കിൽ,

$$\Delta_r H = \Delta_r H_1+\Delta_r H_2+\Delta_r H_3\ldots\ldots \qquad (6.16)$$

ഇതിനെ നമുക്ക് ചുവടെ നൽകിയിട്ടുള്ളതുപോലെ പ്രതിനിധീകരിക്കാം:



6.5 വ്യത്യസ്തതരം പ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങളുടെ എൻഥാൽപികൾ (Enthalpies for different types of reactions)

പ്രതിപ്രവർത്തനം ഏതു തരത്തിലുള്ളതാണെന്നതിനനുസരിച്ച് എൻഥാൽപികൾക്ക് പേരുനൽകുന്നത് സൗകര്യപ്രദമായിരിക്കും.

(a) പ്രാമാണിക ജ്വലനഎൻഥാൽപി (പ്രതീകം: $\Delta_c H^\circ$) (stanndard enthalpy of combustion)

ജ്വലന രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾ സ്വഭാവത്തിൽ താപമോചകങ്ങളാണ്. വ്യവസായം, റോക്കറ്റ് വിക്ഷേപണം തുടങ്ങി ജീവിതത്തിന്റെ മറ്റു പല മേഖലകളിലും ജ്വലനപ്രക്രിയകൾ പ്രാധാന്യമർഹിക്കുന്നു. ഒരു മോൾ പദാർഥം ജ്വലനത്തിനു വിധേയമാകുമ്പോൾ, ഒരു നിശ്ചിതതാപനിലയിൽ എല്ലാ അഭികാരകങ്ങളും ഉത്പന്നങ്ങളും പ്രമാണാവസ്ഥയിലായിരിക്കുമ്പോൾ, ഉള്ള എൻഥാൽപി വ്യത്യാസമാണ് പ്രാമാണിക ജ്വലന എൻഥാൽപി എന്നറിയപ്പെടുന്നത്.

സിലിണ്ടറുകളിൽ ലഭ്യമാകുന്ന പാചകവാതകത്തിൽ കൂടുതലായും ബ്യൂട്ടെയ്ൻ (C_4H_{10}) ആണ്. ഒരു മോൾ ബ്യൂട്ടെയ്ൻ പൂർണമായും ജ്വലനത്തിനുവിധേയമാകുമ്പോൾ 2658 kJ താപം സ്വതന്ത്രമാകുന്നു. ഇതിന്റെ താപരാസസമവാക്യം ചുവടെ ചേർത്തിട്ടുള്ളതുപോലെ എഴുതാം:

$$C_4H_{10}(g)+\frac{13}{2}O_2(g)\rightarrow 4CO_2(g)+5H_2O(l);\quad \Delta_c H^\circ=-2658.0\text{ kJ mol}^{-1}$$

ഇതുപോലെ, ഗ്ലൂക്കോസിന്റെ ജ്വലനം മൂലം 2802.0 kJ mol^{-1} താപം സ്വതന്ത്രമാകുന്നു. അതിന്റെ പൂർണമായ സമവാക്യം ഇങ്ങനെയെഴുതാം:

$$C_6H_{12}O_6(g)+6O_2(g)\rightarrow 6CO_2(g)+6H_2O(l);\quad \Delta_c H^\circ=-2802.0\text{ kJ mol}^{-1}$$

നമ്മുടെ ശരീരത്തിലും ആഹാരത്തിൽ നിന്ന് ഊർജം സൃഷ്ടിക്കപ്പെടുന്നത് ഇതുപോലെയുള്ള ജ്വലന പ്രക്രിയകളിലൂടെയാണ്. എന്നാൽ അന്തിമ ഉൽപ്പന്നങ്ങൾ സൃഷ്ടിക്കപ്പെടുന്നത് രാസാഗ്നികൾ ഉൾപ്പെടുന്ന തുടർച്ചയായ സങ്കീർണ ജൈവരാസപ്രവർത്തനങ്ങളിലൂടെയാണെന്നുമാത്രം.

പ്രശ്നം 6.9

298 K ലും 1 atm മർദത്തിലും ഒരു മോൾ ബെൻസീൻ ജ്വലനത്തിന് വിധേയമാകുന്നു. ജ്വലനാനന്തരം $CO_2(g)$, $H_2O(l)$ എന്നിവയ്ക്കൊപ്പം 3267.0 kJ താപവും സ്വതന്ത്രമാകുന്നു. ബെൻസീന്റെ {] manW rl cq] dl cWF * Y nA] η $\Delta_f H^0$ കണക്കാക്കുക. $CO_2(g)$, $H_2O(l)$ എന്നിവയുടെ പ്രാമാണിക രൂപീകരണ എൻഥാൽപികൾ യഥാക്രമം $-393.5\ kJ\ mol^{-1}$, $-285.83\ kJ\ mol^{-1}$ എന്നിങ്ങനെയാണ്.

ഉത്തരം

ബെൻസീന്റെ രൂപീകരണപ്രതിപ്രവർത്തനം ചുവടെ ചേർക്കുന്നു:

$$6C(\text{ഗ്രാഫൈറ്റ്}) + 3H_2(g) \rightarrow C_6H_6(l);$$
$$\Delta_f H^0 = ? \ldots (i)$$

ബെൻസീന്റെ ജ്വലനത്തെ സൂചിപ്പിക്കുന്ന താപരാസസമവാക്യം:

$$C_6H_6(l) + \frac{15}{2}O_2 \rightarrow 6CO_2(g) + 3H_2O(l);$$
$$\Delta_c H^0(g) = -3267\ kJ\ mol^{-1} \ldots (ii)$$

$CO_2(g)$, $H_2O(l)$ എന്നിവയുടെ രൂപീകരണ താപരാസസമവാക്യങ്ങൾ

$$C(\text{ഗ്രാഫൈറ്റ്}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g);$$
$$\Delta_f H^0 = -393.5\ kJ\ mol^{-1} \ldots (iii)$$

$$H_2(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow H_2O(l);$$
$$\Delta_f H^0 = -285.83\ kJ\ mol^{-1} \ldots (iv)$$

സമവാക്യം (iii) നെ 6-കൊണ്ടും, (iv) നെ 3-കൊണ്ടും ഗുണിച്ചാൽ:

$$6C(\text{ഗ്രാഫൈറ്റ്}) + 6O_2(g) \rightarrow 6CO_2(g);$$
$$\Delta_f H^0 = -2361\ kJ\ mol^{-1}$$

$$3H_2(g) + \frac{3}{2}O_2(g) \rightarrow 3H_2O(l); \Delta_f H^0 = -857.49\ kJ\ mol^{-1}$$

ഇവ രണ്ടുംകൂടി സങ്കലനം നടത്തിയാൽ :

$$6C(\text{ഗ്രാഫൈറ്റ്}) + 3H_2(g) + \frac{15}{2}O_2(g) \rightarrow 6CO_2(g) + 3H_2O(l);$$

$$\Delta_f H^0 = -3218.49\ kJ\ mol^{-1} \ldots (v)$$

സമവാക്യം (ii) നെ എതിർദിശയിലാക്കിയെഴുതിയാൽ:

$$6CO_2(g) + 3H_2O(l) \rightarrow C_6H_6(l) + \frac{15}{2}O_2;$$
$$\Delta_f H^0 = 3267.0\ kJ\ mol^{-1} \ldots (vi)$$

സമവാക്യം (v), (vi) എന്നിവ കൂട്ടിയാൽ:

$$6C(\text{ഗ്രാഫൈറ്റ്}) + 3H_2(g) \rightarrow C_6H_6(l);$$
$$\Delta_f H^0 = 48.51\ kJ\ mol^{-1}$$

(b) അറ്റോമീകരണ എൻഥാൽപി, $\Delta_a H^0$ (Enthalpy of atomization)

ഡൈഹൈഡ്രജന്റെ അറ്റോമീകരണം ഉദാഹരണമായി ചേർത്തിട്ടുള്ളത് പരിഗണിക്കുക:

$$H_2(g) \rightarrow 2H(g);\ \Delta_a H^0 = 435.0\ kJ\ mol^{-1}$$

ഡൈഹൈഡ്രജനിലെ H-H ബന്ധനം മുറിച്ചിട്ടാണ് H ആറ്റങ്ങൾ ഉണ്ടാകുന്നത്. ഈ പ്രക്രിയയുടെ എൻഥാൽപി വ്യത്യാസമാണ് അറ്റോമീകരണ എൻഥാൽപി $\Delta_a H^0$ എന്നറിയപ്പെടുന്നത്. ഇത് ഒരു മോൾ ബന്ധനത്തെ പൂർണമായും മുറിച്ച് വാതകാവസ്ഥയിലുള്ള ആറ്റങ്ങൾ ലഭ്യമാകുന്ന പ്രക്രിയയുടെ എൻഥാൽപിവ്യത്യാസമാണ്.

ഡൈഹൈഡ്രജനെപ്പോലെ ദ്വയാറ്റോമികതന്മാത്രകളെ സംബന്ധിച്ച് അറ്റോമീകരണഎൻഥാൽപി എന്നത് ബന്ധനവിഘടന എൻഥാൽപി (bond dissociation enthalpy) തന്നെയാണ്. അറ്റോമീകരണഎൻഥാൽപിക്ക് മറ്റു ചില ഉദാഹരണങ്ങളാണ്:

$$CH_4(g) \rightarrow C(g) + 4H(g);\ \Delta_a H^0 = 1665\ kJ\ mol^{-1}$$

ശ്രദ്ധിക്കേണ്ട വസ്തുത ഉൽപന്നങ്ങൾ വാതകതലത്തിലുള്ള C-ന്റെയും H-ന്റെയും ആറ്റങ്ങൾ മാത്രമാണ് എന്നതാണ്.

ചുവടെ ചേർത്തിട്ടുള്ള പ്രതിപ്രവർത്തനം ശ്രദ്ധിക്കുക:

$$Na(s) \rightarrow Na(g);\ \Delta_a H^0 = 108.4\ kJ\ mol^{-1}$$

ഇവിടെ, അറ്റോമീകരണഎൻഥാൽപി എന്നത് ഉത്പതന എൻഥാൽപിക്ക് തുല്യമാണ്.

(c) ബന്ധനഎൻഥാൽപി, $\Delta_{bond}H^{\ominus}$ (Bond enthalpy)

രാസബന്ധനങ്ങളുടെ നിർമാണവും മുറിക്കലുമാണ് ഒരു രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ നടക്കുന്നത്. രാസബന്ധനം മുറിക്കാൻ ഊർജം ആവശ്യമാണ്. എന്നാൽ രാസബന്ധനം രൂപീകരിക്കപ്പെടുമ്പോൾ ഊർജം സ്വതന്ത്രമാകുന്നു. രാസബന്ധനത്തിന്റെ രൂപീകരണവും മുറിക്കലും നടക്കുമ്പോഴുള്ള ഊർജ വ്യത്യാസവും, പ്രതിപ്രവർത്തന എൻഥാൽപി (heat of reaction) യും തമ്മിൽ ബന്ധപ്പെടുത്താൻ കഴിയും. രാസബന്ധനങ്ങളുമായി ബന്ധപ്പെട്ട എൻഥാൽപി വ്യത്യാസങ്ങളെ ആധാരമാക്കി രണ്ട് വ്യത്യസ്ത പദങ്ങൾ താപഗതികത്തിൽ ഉപയോഗിക്കുന്നു.

(i) ബന്ധനവിഘടന എൻഥാൽപി (Bond dissociation enthalpy)

(ii) ശരാശരി ബന്ധനഎൻഥാൽപി (Mean bond enthalpy)

ദ്വയാറ്റോമികവും, ബഹുഅറ്റോമികവുമായ തന്മാത്രകളെ അടിസ്ഥാനമാക്കി നമുക്ക് ഇവ ചർച്ച ചെയ്യാം.

ദ്വയാറ്റോമികതന്മാത്രകൾ: ഒരു മോൾ ഹൈഡ്രജൻ വാതകത്തിന്റെ (H_2) ബന്ധനങ്ങൾ മുറിക്കപ്പെടുന്ന പ്രക്രിയ ചുവടെ ചേർക്കുന്നു.

$$H_2(g) \rightarrow 2H(g)\ ;\ \Delta_{H-H}H^{\ominus} = 435.0\ kJ\ mol^{-1}$$

ഈ പ്രക്രിയയിൽ സംഭവിക്കുന്ന എൻഥാൽപി വ്യത്യാസമാണ് H–H ബന്ധനത്തിന്റെ ബന്ധനവിഘടനഎൻഥാൽപി. ബന്ധനവിഘടന എൻഥാൽപി എന്നത്, വാതകാവസ്ഥയിലുള്ള ഒരു മോൾ സഹസംയോജകബന്ധനങ്ങൾ മുറിക്കപ്പെട്ട് വാതകാവസ്ഥയിലുള്ള ഉല്പന്നങ്ങൾ സംജാതമാകുന്ന പ്രക്രിയയിലെ എൻഥാൽപി വ്യത്യാസമാണ്.

ഇവിടെ ബന്ധനവിഘടന എൻഥാൽപിയും അറ്റോമീകരണ എൻഥാൽപിയും തുല്യമാണ്. എല്ലാ ദ്വയാറ്റോമിക തന്മാത്രകളെ സംബന്ധിച്ചും ഇത് ശരിയാണ്. ഉദാഹരണത്തിന്:

$$Cl_2(g) \rightarrow 2Cl(g)\ ;\ \Delta_{Cl-Cl}H^{\ominus} = 242\ kJ\ mol^{-1}$$

$$O_2(g) \rightarrow 2O(g)\ ;\ \Delta_{O=O}H^{\ominus} = 428\ kJ\ mol^{-1}$$

ബഹു അറ്റോമികതന്മാത്രകളെ സംബന്ധിച്ചിടത്തോളം ഒരു തന്മാത്രയിലെ തന്നെ വ്യത്യസ്ത ബന്ധങ്ങളുടെ ബന്ധനവിഘടനഎൻഥാൽപികൾ വ്യത്യസ്തമായിരിക്കും.

ബഹുഅറ്റോമികതന്മാത്രകൾ: മീഥെയ്നെ (CH_4) പോലെയുള്ള ഒരു ബഹുഅറ്റോമികതന്മാത്ര പരിഗണിക്കാം. ഇതിന്റെ അറ്റോമീകരണപ്രക്രിയയുടെ പരിപൂർണ താപരാസസമവാക്യം ചുവടെ ചേർക്കുന്നു.

$$CH_4(g) \rightarrow C(g) + 4H(g);$$
$$\Delta_a H^{\ominus} = 1665\ kJ\ mol^{-1}$$

മീഥെയ്നിൽ, നാല് C – H ബന്ധനങ്ങളിലെല്ലാം തന്നെ ബന്ധനദൈർഘ്യവും ഊർജവും ഒരു പോലെയായിരിക്കും. എന്നിരുന്നാലും, ഓരോ ഘട്ടത്തിലും ഓരോ C – H ബന്ധനത്തെയും മുറിക്കാൻ വേണ്ട ഊർജം വ്യത്യസ്തമാണ്.

$$CH_4(g) \rightarrow CH_3(g) + H(g); \Delta_{bond}H^{\ominus} = +427\ kJ\ mol^{-1}$$

$$CH_3(g) \rightarrow CH_2(g) + H(g); \Delta_{bond}H^{\ominus} = +439\ kJ\ mol^{-1}$$

$$CH_2(g) \rightarrow CH(g) + H(g); \Delta_{bond}H^{\ominus} = +452\ kJ\ mol^{-1}$$

$$CH(g) \rightarrow C(g) + H(g); \Delta_{bond}H^{\ominus} = +347\ kJ\ mol^{-1}$$

അതുകൊണ്ട്

$$CH_4(g) \rightarrow C(g) + 4H(g); \Delta_a H^{\ominus} = 1665\ kJ\ mol^{-1}$$

ഇത്തരം സാഹചര്യങ്ങളിൽ നാം **C – H ബന്ധന എൻഥാൽപികളുടെ ശരാശരി** ഉപയോഗിക്കുന്നു. DZnh cW an n CH_4-ൽ, $\Delta_{C-H}H^{\ominus}$ കണക്കാക്കുന്നത്,

$$\Delta_{C-H}H^{\ominus} = ¼(\Delta_a H^{\ominus}) = ¼\ (1665\ kJ\ mol^{-1})$$
$$= 416\ kJ\ mol^{-1}$$

ഇവിടെ നാം കാണുന്നത് CH_4-ൽ C–H ബന്ധനത്തിന്റെ ശരാശരി ബന്ധനഎൻഥാൽപി 416 kJ/mol ആണെന്നാണ്. എന്നാൽ, ശരാശരി C–H ബന്ധന എൻഥാൽപികൾ ഓരോ സംയുക്തത്തിലും നേരിയതോതിൽ വ്യത്യാസപ്പെട്ടിരിക്കും (CH_3CH_2Cl, CH_3NO_2 എന്നിവയിലേതുപോലെ). എന്നതാണ്. പക്ഷേ, ഇവയ്ക്ക് വലിയതോതിലുള്ള വ്യത്യാസം ഉണ്ടാകില്ല*. ഹെസ്സ്നിയമം ഉപയോഗിച്ചുകൊണ്ട് ബന്ധന എൻഥാൽപികൾ കണക്കാക്കാൻ കഴിയും. ചില ഏക, ബഹുബന്ധനങ്ങളുടെ ബന്ധന എൻഥാൽപി മൂല്യങ്ങൾ പട്ടിക 6.3-ൽ നൽകിയിരിക്കുന്നു.

---

* ബന്ധനവിഘടന എൻഥാൽപിയുടെയും ശരാശരി ബന്ധനഎൻഥാൽപിയുടെയും പ്രതീകം ഒന്നുതന്നെയാണ്.

പട്ടിക 6.3 (a) : ചില ശരാശരി ഏകബന്ധന എൻഥാൽപിമൂല്യങ്ങൾ $kJ\ mol^{-1}$ 298K-ൽ

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

പട്ടിക 6.3 (b) ചില ശരാശരി ബഹുബന്ധന എൻഥാൽപിമൂല്യങ്ങൾ $kJ\ mol^{-1}$ 298K-ൽ

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		

പഴയബന്ധനങ്ങളുടെ മുറിക്കലും പുതിയ ബന്ധനങ്ങളുടെ രൂപീകരണവും ഉൾക്കൊള്ളുന്ന മാറ്റങ്ങളിൽ നിന്നാണ് പ്രതിപ്രവർത്തനഎൻഥാൽപിയിലേക്കെത്തുന്നത് എന്നതിനാൽ ഇവ വളരെയധികം പ്രധാനപ്പെട്ട അളവുകളാണ്. വിവിധ ബന്ധനഎൻഥാൽപികൾ അറിയാമെങ്കിൽ, വാതകതലത്തിലുള്ള ഒരു രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ പ്രതിപ്രവർത്തനഎൻഥാൽപി പ്രവചിക്കാൻ കഴിയും. പ്രാമാണികപ്രതിപ്രവർത്തന എൻഥാൽപിയും ($\Delta_r H^{\ominus}$) വാതകാവസ്ഥയിലുള്ള അഭികാരകങ്ങളുടേയും ഉല്പന്നങ്ങളുടേയും ബന്ധന എൻഥാൽപികളും താഴെയുള്ളപ്രകാരം ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു.

$$\Delta_r H^{\ominus} = \sum \text{ബന്ധന എൻഥാൽപി}_{(\text{അഭികാരകങ്ങൾ})} - \sum \text{ബന്ധന എൻഥാൽപി}_{(\text{ഉല്പന്നങ്ങൾ})} \quad (6.17)^{**}$$

ഈ ബന്ധം പ്രത്യേകിച്ചും ഉപയോഗപ്രദമാകുന്നത്, നമുക്കാവശ്യമുള്ള $\Delta_f H^{\ominus}$ മൂല്യങ്ങൾ ലഭ്യമല്ലാതെ വരുമ്പോഴാണ്. പ്രതിപ്രവർത്തനഎൻഥാൽപിയുടെ അന്തിമമൂല്യം എന്നുപറയുന്നത് അഭികാരക തന്മാത്രകളിലെ എല്ലാ ബന്ധനങ്ങളും മുറിക്കുന്നതിനാവശ്യമായ ആകെ ഊർജത്തിൽ നിന്ന് ഉല്പന്ന തന്മാത്രകളിലെ എല്ലാ ബന്ധനങ്ങളും മുറിക്കുന്നതിനാവശ്യമായ ആകെ ഊർജം കുറയ്ക്കുന്നതാണ്. ഇവിടെ ഓർക്കേണ്ട കാര്യം, ഈ ബന്ധം ഏകദേശ വിലയാണ് തരുന്നത് എന്നതാണ്; മാത്രമല്ല ഇത് പ്രയോഗിക്കാൻ കഴിയുന്നത് എല്ലാ അഭികാരക, ഉൽപ്പന്ന പദാർഥങ്ങളും വാതകാവസ്ഥയിലാണെങ്കിൽ മാത്രമാണ്.

(d) ജാലികാഎൻഥാൽപി (Lattice Enthalpy)

ഒരു മോൾ അയോണികസംയുക്തം വാതകാവസ്ഥയിലുള്ള അതിന്റെ ഘടകഅയോണുകളായി വിഘടിക്കുന്ന പ്രക്രിയയുടെ എൻഥാൽപി വ്യത്യാസത്തെ ആ അയോണികസംയുക്തത്തിന്റെ ജാലികാഎൻഥാൽപി എന്നു വിളിക്കുന്നു.

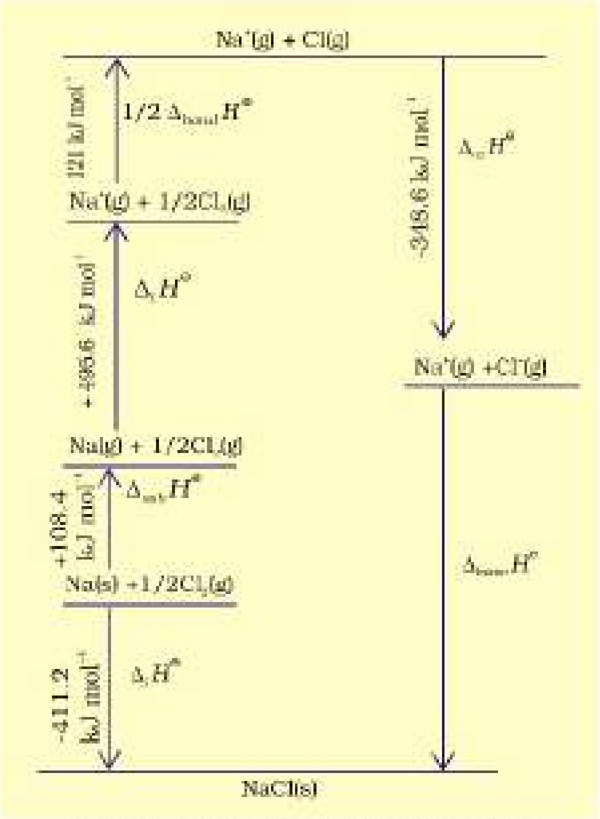
$$Na^+Cl^-(s) \rightarrow Na^+(g) + Cl^-(g);$$

$$\Delta_{lattice} H^{\ominus} = +788\,kJ\,mol^{-1}$$

** നാം ഉപയോഗിക്കുന്നത് ബന്ധനരൂപീകരണഎൻഥാൽപി ($\Delta_f H_{bond}$), അതായത്, വാതകആറ്റങ്ങളിൽ നിന്ന് ഒരു നിശ്ചിതതരം ബന്ധനത്തിന്റെ ഒരു മോൾ രൂപീകൃതമാകുമ്പോഴുള്ള എൻഥാൽപി വ്യത്യാസം, ആണെങ്കിൽ

$$\Delta_r H^{\ominus} = \sum \Delta_f H_{\text{ഉൽപന്നങ്ങൾ}} - \sum \Delta_f H_{\text{അഭികാരകങ്ങൾ}}$$

ജാലികാഎൻഥാൽപി പരീക്ഷണത്തിലൂടെ നേരിട്ട് കണ്ടെത്താൻ പറ്റാത്തതുകൊണ്ട് മറ്റൊരു മാർഗത്തിലൂടെയാണ് അത് കണക്കാക്കുന്നത്. ഇതിനായി ബോൺ-ഹേബർ ചക്രം (Born-Haber Cycle) എന്ന് വിളിക്കുന്ന ഒരു എൻഥാൽപിരേഖാചിത്രമാണ് ഉപയോഗിക്കുന്നത് (ചിത്രം 6.9).



ചിത്രം 6.9 NaCl ന്റെ ജാലികാ എൻഥാൽപി കാണുന്നതിനുള്ള എൻഥാൽപി ചിത്രം

$Na^+Cl^-(s)$-ന്റെ ജാലികാ എൻഥാൽപി ചുവടെ ചേർക്കുന്ന ഘട്ടങ്ങളിലൂടെ കണക്കാക്കാം:

സോഡിയത്തിന്റെ ഉത്പതനം

1. $Na(s) \rightarrow Na(g)$;

$\Delta_{sub}H^\ominus = 108.4\ kJ\ mol^{-1}$

സോഡിയം ആറ്റങ്ങളുടെ അയോണീകരണം

2. $Na(g) \rightarrow Na^+(g) + e^{-1}(g)$; $\Delta_i H^\ominus = 496\ kJ\ mol^{-1}$

ക്ലോറിന്റെ വിഘടനം

3. $\frac{1}{2}Cl_2(g) \rightarrow Cl(g)$;

$\frac{1}{2}\Delta_{bond}H^\ominus = 121\ kJ\ mol^{-1}$, വിഘടന എൻഥാൽപിയുടെ പകുതിയാണ് പ്രതിപ്രവർത്തന എൻഥാൽപി.

ക്ലോറിൻ ആറ്റം ഇലക്ട്രോൺ നേടുന്നു.

4. $Cl(g) + e^{-1}(g) \rightarrow Cl^-(g)$; $\Delta_{eg}H^\ominus = -348.6\ kJ\ mol^{-1}$.

അയോണീകരണ എൻഥാൽപി, ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി എന്നിവയെക്കുറിച്ച് യൂണിറ്റ്-3 ൽ പഠിച്ചിട്ടുണ്ട്. യഥാർഥത്തിൽ ഈ പദങ്ങൾ താപഗതികത്തിൽ നിന്ന് വന്നിട്ടുള്ളവയാണ്. മുമ്പ് ഈ പദങ്ങൾക്കുപകരം അയോണീകരണഊർജം, ഇലക്ട്രോൺ പ്രതിപത്തി എന്നിവയായിരുന്നു പ്രയോഗത്തിലുണ്ടായിരുന്നത്. (താഴെത്തന്നിട്ടുള്ള ന്യായീകരണം കാണുക.)

അയോണീകരണ ഊർജവും ഇലക്ട്രോൺ പ്രതിപത്തിയും (Ionization Energy and Electron Affinity)

അയോണീകരണഊർജവും ഇലക്ട്രോൺ പ്രതിപത്തിയും കേവല പൂജ്യത്തിലാണ് നിർവചിക്കപ്പെട്ടിട്ടുള്ളത്. മറ്റ് ഏതു താപനിലയിലും അഭികാരകങ്ങളുടെയും ഉത്പന്നങ്ങളുടെയും താപധാരിത വിലകൾ കൂടി കണക്കിലെടുക്കേണ്ടതുണ്ട്.

$M(g) \rightarrow M^+(g) + e^-$ (അയോണീകരണം)

$M(g) + e^- \rightarrow M^-(g)$ (ഇലക്ട്രോൺ സ്വീകരിക്കൽ)

എന്നിവയുടെ, T എന്ന താപനിലയിലുള്ള പ്രതിപ്രവർത്തന എൻഥാൽപികൾ

$$\Delta_r H^\ominus(T) = \Delta_r H^\ominus(0) + \int_0^T \Delta_r C_p^\ominus dT$$

ഇവിടെ ഓരോന്നിന്റെയും C_p മൂല്യം 5/2 R ($C_V = 3/2R$) ആകുന്നു

അതുകൊണ്ട് $\Delta_r C_p^\ominus = + 5/2\ R$ (അയോണീകരണം)

$\Delta_r C_p^\ominus = - 5/2\ R$ (ഇലക്ട്രോൺ സ്വീകരിക്കൽ)

$\Delta_r H^\ominus$ (അയോണീകരണഎൻഥാൽപി) =

E_0 (അയോണീകരണഊർജം) + 5/2 RT

$\Delta_r H^\ominus$ (ഇലക്ട്രോൺ ഗെയിൻഎൻഥാൽപി) =

A (ഇലക്ട്രോൺപ്രതിപത്തി) − 5/2 RT

5. $Na^+(g) + Cl^-(g) \rightarrow Na^+Cl^-(s)$

ഈ പ്രക്രിയകളുടെ തുടർച്ചയായ രൂപരേഖ ചിത്രം 6.9-ൽ നൽകിയിരിക്കുന്നു. ഇത് ബോൺ-ഹേബർ

ചക്രം എന്നറിയപ്പെടുന്നു. ഇതിന്റെ പ്രത്യേകത, ഇതിലുൾപ്പെട്ടിട്ടുള്ള എല്ലാ എൻഥാൽപി വ്യത്യാസങ്ങളുടെയും ആകെത്തുക പൂജ്യമായിരിക്കുമെന്നതാണ്.

ഹെസ്സ് നിയമപ്രകാരം:

$$\Delta_{lattice}H^{\circ} = 411.2 + 108.4 + 121 + 496 - 348.6$$

$$\Delta_{lattice}H^{\circ} = +788\ kJ$$

$NaCl(s)$ -നെ സംബന്ധിച്ച്

$NaCl(s) \rightarrow Na^{+}(g) + Cl^{-1}(g)$ ഇവിടെ ഉൽപ്പന്നങ്ങൾ വാതകാവസ്ഥയിലായതുകൊണ്ട്

$$\Delta_{lattice}U^{\circ} = \Delta_{lattice}H^{\circ} - 2RT = +783\ kJ\ mol^{-1}$$

ഇനി നമുക്ക് ജാലികാഎൻഥാൽപി വിലകളും താഴെ തന്നിട്ടുള്ള സമവാക്യവും ഉപയോഗിച്ച് ലയന എൻഥാൽപി കണക്കാക്കാം:

$$\Delta_{sol}H^{\circ} = \Delta_{lattice}H^{\circ} + \Delta_{hyd}H^{\circ}$$

ഒരു മോൾ NaCl(s)-ന്

ജാലികാഎൻഥാൽപി = + 788 kJ mol^{-1}

$\Delta_{hyd}H^{\circ} = -784\ kJ\ mol^{-1}$ (ദത്ത ശേഖരത്തിൽ നിന്ന്)

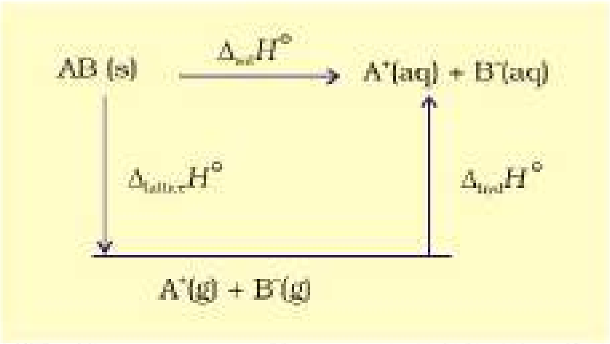
$$\Delta_{sol}H^{\circ} = +788\ kJ\ mol^{-1} - 784\ kJ\ mol^{-1}$$
$$= +4\ kJ\ mol^{-1}$$

അതായത് NaCl(s) ന്റെ ലയനത്തിൽ വളരെക്കുറച്ച് താപമാറ്റം മാത്രമേ ഉണ്ടാകുന്നുള്ളൂ.

(e) ലയനഎൻഥാൽപി, $\Delta_{sol}H^{\circ}$ (Enthalpy of Solution)

ഒരു നിശ്ചിത അളവ് ലായകത്തിൽ ഒരു മോൾപദാർഥം ലയിക്കുമ്പോഴുണ്ടാകുന്ന എൻഥാൽപി വ്യത്യാസമാണ് ആ പദാർഥത്തിന്റെ ലയനഎൻഥാൽപി. പദാർഥം അനന്തമായ അളവ് ലായകത്തിൽ ലയിക്കുമ്പോഴുള്ള എൻഥാൽപി വ്യത്യാസത്തെ, അനന്തമായി നേർപ്പിക്കുമ്പോഴുള്ള ലയനഎൻഥാൽപി എന്നുവിളിക്കുന്നു. ഈ സമയത്ത് അയോണുകൾ (അഥവാ ലീനതന്മാത്രകൾ) തമ്മിലുള്ള അന്യോന്യക്രിയ (interaction) നാമമാത്രമായിരിക്കും.

ഒരു അയോണികസംയുക്തം ഒരു ലായകത്തിൽ ലയിക്കുമ്പോൾ, അയോണുകൾ, അവയ്ക്ക് ക്രിസ്റ്റൽ ജാലികയി (lattice) ൽ ഉള്ള സ്ഥാനങ്ങളിൽ നിന്ന് വിട്ടുപോകുന്നു. ലായനിയിൽ അവ കൂടുതൽ സ്വതന്ത്രമാകുന്നു. അതോടൊപ്പം തന്നെ ഈ അയോണുകൾ വിലായകയോജന (solvation) ത്തിന് (അഥവാ ലായകം) ജലമാണെങ്കിൽ, ജലസംയോജനത്തിന് [hydration] വിധേയമാകുന്നു. ഇത് ഒരു അയോണിക സംയുക്തത്തെ സംബന്ധിച്ച് എങ്ങനെയായിരിക്കുമെന്നുള്ള രൂപരേഖ ചുവടെ ചേർക്കുന്നു.



AB (s) യുടെ ജാലികാഎൻഥാൽപി $\Delta_{lattice}H^{\circ}$ ഹൈഡ്രേഷൻ എൻഥാൽപി, $\Delta_{hyd}H^{\circ}$ എന്നിവയുടെ മൂല്യങ്ങൾ അറിയാമെങ്കിൽ അതിന്റെ ലയന എൻഥാൽപി കണക്കാക്കാൻ കഴിയും.

$$\Delta_{sol}H^{\circ} = \Delta_{lattice}H^{\circ} + \Delta_{hyd}H^{\circ}$$

അയോണികസംയുക്തങ്ങൾക്ക് പൊതുവെ $\Delta_{sol}H^{\circ}$ ന്റെ മൂല്യം പോസിറ്റീവ് ആയിരിക്കും, അതായത്, ലയന പ്രക്രിയ താപശോഷകമായിരിക്കും. അതുകൊണ്ട്, താപനില ഉയരുന്നതിനനുസരിച്ച് മിക്ക ലവണങ്ങളുടെയും ജലത്തിലുള്ള ലേയത്വം കൂടുന്നു. ജാലികാ എൻഥാൽപി വളരെക്കൂടുതലാണെങ്കിൽ, ആ സംയുക്തത്തിന്റെ ലയനം ഒട്ടും നടക്കില്ലെന്നു തന്നെ പറയാം. എന്തുകൊണ്ടാണ് മിക്ക ഫ്ളൂറൈഡുകളും സമാനമായ ക്ലോറൈഡുകളേക്കാൾ കുറച്ചുമാത്രം ലയിക്കുന്നത്? ജാലികാ എൻഥാൽപി, ബന്ധന എൻഥാൽപി എന്നിവയുടെ വിലകൾ നൽകിയിട്ടുള്ള പട്ടികയുടെ സഹായത്തോടെ എത്രമാത്രം എൻഥാൽപി വ്യത്യാസം ഉണ്ടാകുമെന്ന ഏകദേശ രൂപം ഉണ്ടാക്കാൻ കഴിയും.

(f) നേർപ്പിക്കൽ എൻഥാൽപി (Enthalpy of Dilution)

സ്ഥിരതാപനിലയിലും മർദത്തിലും ഒരു നിശ്ചിത അളവ് ലീനം നിശ്ചിത അളവ് ലായകത്തിൽ ലയിച്ചു ചേരുന്ന പ്രക്രിയയുടെ എൻഥാൽപി വ്യത്യാസമാണ് ലയനഎൻഥാൽപി എന്നറിയപ്പെടുന്നത്. ഈ വാദം ചെറിയ ഭേദഗതിയോടെ ഏത് ലായകത്തിനും ബാധകമാക്കാം. ഒരു മോൾ ഹൈഡ്രജൻക്ലോറൈഡ് വാതകം 10 മോൾ ജലത്തിൽ ലയിക്കുന്ന പ്രക്രിയയുടെ എൻഥാൽപി വ്യത്യാസം ചുവടെ ചേർത്തിട്ടുള്ള സമവാക്യം കൊണ്ട് പ്രതിനിധീകരിക്കാം.

$$HCl(g) + 10H_2O \rightarrow HCl.10H_2O\ ;$$

$$\Delta H = -69.01\ kJ\ mol^{-1}$$

ചുവടെ ചേർത്തിട്ടുള്ള എൻഥാൽപി വ്യത്യാസങ്ങൾ പരിഗണിക്കാം:

(S-1) $HCl(g) + 25H_2O \rightarrow HCl.25H_2O$; ΔH = – 72.03 kJ mol^{-1}

(S-2) $HCl(g) + 40H_2O \rightarrow HCl.40H_2O$; ΔH = – 72.79 kJ mol^{-1}

(S-3) $HCl(g) + \infty H_2O \rightarrow HCl.\infty H_2O$; ΔH = – 74.85 kJ mol^{-1}

ΔHന്റെ മൂല്യങ്ങൾ സൂചിപ്പിക്കുന്നത്, ലയന എൻഥാൽപി ലായകത്തിന്റെ അളവിനെ ആശ്രയിക്കുന്നുവെന്നാണ്. കൂടുതൽ കൂടുതൽ ലായകം ചേർക്കുന്നതിനനുസരിച്ച് അതായത്, അനന്തമായും നേർപ്പിച്ച ലായനിയുടെ ലയനഎൻഥാൽപി ഒരു ക്ലിപ്ത മൂല്യത്തിലെത്തിച്ചേരുന്നു. ഹൈഡ്രോക്ലോറിക് ആസിഡിനെ സംബന്ധിച്ച്, ഈ ΔH-മൂല്യം സമവാക്യം (S-3)ൽ സൂചിപ്പിച്ചിട്ടുള്ളതാണ്.

മുകളിൽ നൽകിയിട്ടുള്ള സമവാക്യങ്ങളിൽ, ഒന്നാമത്തെ സമവാക്യം (സമവാക്യം (S-1)) രണ്ടാമത്തെ സമവാക്യത്തിൽ നിന്ന് (സമവാക്യം (S-2)) കുറച്ചാൽ നമുക്ക് ലഭ്യമാകുന്നത്:

$HCl.25H_2O + 15 H_2O \rightarrow HCl.40H_2O$; ΔH

= [– 72.79-(-72.03)] kJ mol^{-1}

= – 0.76 kJ mol^{-1}

ഈ മൂല്യം (– 0.76 kJ mol^{-1}) നേർപ്പിക്കൽ എൻഥാൽപിയാണ്. ഇത്, അധികമായി ലായകം ചേർക്കുമ്പോൾ ചുറ്റുപാടിലേക്ക് മോചിതമാകുന്ന താപമാണ്. ഒരു ലായനിയുടെ നേർപ്പിക്കൽ എൻഥാൽപി, ലായനിയുടെ യഥാർഥ ഗാഢതയെയും, അതിലേക്ക് ചേർക്കുന്ന ലായകത്തിന്റെ അളവിനെയും ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു.

6.6 സ്വയംപ്രാവർത്തികത (Spontaneity)

താപഗതികത്തിലെ ഒന്നാം നിയമം ചർച്ച ചെയ്യുന്നത്, ഒരു വ്യൂഹം ആഗിരണം ചെയ്യുന്ന താപവും, വ്യൂഹം ചെയ്യുന്നതോ, വ്യൂഹത്തിലേക്ക് ചെയ്യപ്പെടുന്നതോ ആയ പ്രവൃത്തിയും തമ്മിലുള്ള ബന്ധത്തെക്കുറിച്ചാണ്. ഈ നിയമം താപഗമനത്തിന്റെ ദിശയെ സംബന്ധിച്ച് ഒരു നിയന്ത്രണവും വയ്ക്കുന്നില്ല. എന്നാൽ താപഗമനം ഏകദിശീയമാണ്; അത് ഉയർന്ന താപനിലയുള്ളിടത്തുനിന്ന് താഴ്ന്ന താപനിലയുള്ളിടത്തേക്കായിരിക്കും പ്രവഹിക്കുക. യഥാർഥത്തിൽ, പ്രകൃത്യാ സംഭവ്യമാകുന്ന എല്ലാ പ്രക്രിയകളും – അത് രാസികമായാലും ഭൗതികമായാലും സ്വാഭാവികമായി ഒരു ദിശയിലേക്ക് മാത്രമായിരിക്കും നടക്കുന്നത്. ഉദാഹരണമായി, ലഭ്യമായ വ്യാപ്തത്തിലേക്കുള്ള ഒരു വാതകത്തിന്റെ വികാസം, ഓക്സിജനിൽ കാർബണിന്റെ ജ്വലനം എന്നിവ സ്വാഭാവിക പ്രക്രിയകളാണ്.

പക്ഷേ, താപം തണുത്ത വസ്തുവിൽ നിന്ന് ചൂടുള്ള വസ്തുവിലേക്ക്, സ്വയം പ്രവഹിക്കില്ല. ഒരു സംഭരണിയിൽ ഉള്ള വാതകം സ്വയം ഒരു മൂലയിലേക്ക് ചുരുങ്ങില്ല. അതുപോലെ കാർബൺ ഡൈഓക്സൈഡ് സ്വയം കാർബണും ഓക്സിജനും ആയി മാറില്ല. ഇവിടെ പരാമർശിക്കപ്പെട്ടതും അല്ലാത്തതുമായ എല്ലാ സ്വാഭാവികപ്രക്രിയകളും ഒരു പ്രത്യേക ദിശയിലേക്കു മാത്രം നടക്കുന്ന മാറ്റങ്ങളാണ്. ഇവിടെ ഉയരുന്ന ചോദ്യങ്ങൾ: ഇത്തരം സ്വയംപ്രവർത്തിത പ്രക്രിയകൾ നടക്കുന്നതിനെ നിയന്ത്രിക്കുന്ന ബലം എന്താണ്? ഒരു സ്വയംപ്രവർത്തിതപ്രക്രിയയുടെ ദിശയെ നിർണ്ണയിക്കുന്നതെന്താണ്? ഈ പാഠഭാഗത്തിൽ നമുക്ക് ഇത്തരം പ്രക്രിയകളെ സംബന്ധിക്കുന്ന ചില മാനദണ്ഡങ്ങൾ രൂപീകരിച്ച് അവ സംഭവ്യമാകുമോ ഇല്ലയോ എന്ന് പരിശോധിക്കാം.

നാം ആദ്യം മനസിലാക്കേണ്ടത്, എന്താണ് ഒരു സ്വയം പ്രവർത്തിതപ്രക്രിയ കൊണ്ട് അർഥമാക്കുന്നതെന്നാണ്. ഒരുപക്ഷേ, ചില പൊതുനിരീക്ഷണങ്ങളിൽ നിന്ന് നിങ്ങൾ ചിന്തിക്കുന്നത്, അഭികാരകങ്ങൾ തമ്മിൽ ചേരുമ്പോൾ വളരെപ്പെട്ടെന്ന് നടക്കുന്ന പ്രക്രിയയാണ് സ്വയംപ്രവർത്തിതപ്രക്രിയ എന്നായിരിക്കും. ഹൈഡ്രജനും ഓക്സിജനും സംയോജിക്കുന്ന കാര്യമെടുക്കാം. സാധാരണ താപനിലയിൽ ഈ വാതകങ്ങൾ തമ്മിൽ കലർത്തിയശേഷം വർഷങ്ങളോളം നിരീക്ഷിച്ചാലും സംവേദനക്ഷമമായ എന്തെങ്കിലും മാറ്റം കാണാൻ കഴിയില്ല. അവ തമ്മിലുള്ള പ്രതിപ്രവർത്തനം നടക്കുന്നുണ്ടാകാമെങ്കിലും അത് തീരെ കുറഞ്ഞ വേഗതയിലായിരിക്കും. എങ്കിലും, അതിനെ സ്വാഭാവികപ്രക്രിയ എന്നു വിളിക്കും. അതുകൊണ്ട് സ്വയംപ്രാവർത്തികത എന്നതുകൊണ്ടർഥമാക്കുന്നത് *ഒരു ബാഹ്യ ഏജൻസിയുടെ സഹായമില്ലാതെ സംഭവിക്കാൻ കഴിവുള്ളത്* എന്നാണ്. എന്നിരുന്നാലും ഇത് ഒരു പ്രക്രിയയുടെ അഥവാ പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിന്റെ വേഗതയെ സംബന്ധിച്ച് ഒന്നും പറയുന്നില്ല. സ്വാഭാവികപ്രക്രിയകളുടെ മറ്റൊരു സവിശേഷതയായി നമുക്ക് ദർശിക്കാൻ കഴിയുന്നത്, അവയുടെ ദിശ വിപരീതമാക്കാൻ സ്വയമേവ സാധ്യമല്ല എന്നതാണ്. ഇത് നമുക്ക് ഇപ്രകാരം ചുരുക്കാം.

'ഒരു ബാഹ്യ ഏജൻസിയുടെ സഹായത്താൽ മാത്രം ദിശ വിപരീതമാക്കാൻ സാധിക്കുന്ന ഒരു ഏകദിശീയ പ്രക്രിയയാണ് സ്വയംപ്രവർത്തിതപ്രക്രിയ'.

(a) എൻഥാൽപിയിലുണ്ടാകുന്ന കുറവ് സ്വയംപ്രവർത്തികതയുടെ മാനദണ്ഡമാകുമോ? (Is decrease in enthalpy a criterion for spontaneity?)

ജലത്തിന്റെ താഴേക്കുള്ള ഒഴുക്കോ, ഒരു കല്ല് മുകളിൽ നിന്ന് താഴേക്കു വീഴുന്നതോ ഒക്കെ പരിശോധിച്ചാൽ നമുക്ക് കാണാൻ കഴിയുന്നത്, ഈ മാറ്റങ്ങൾ നടക്കുന്ന ദിശയിൽ അവയുടെ ആകെ സ്ഥിതികോർജത്തിൽ കുറവുവരുന്നുണ്ടെന്നാണ്. ഇങ്ങനെ നോക്കിയാൽ, ഒരു രാസപ്രവർത്തനം ഒരു പ്രത്യേക ദിശയിൽ മാത്രം നടക്കുന്നതിന്റെ കാരണം, താപമോചകപ്രവർത്തനങ്ങളിലേതുപോലെ ഊർജത്തിൽ കുറവു വരുന്നതുകൊണ്ടാണെന്ന് ഉദാഹരണമായി പറയാൻ സാധ്യതയുണ്ട്.

$$\frac{1}{2}N_2(g) + \frac{3}{2}H_2(g) = NH_3(g)\ ;$$

$$\Delta_r H^0 = -\ 46.1\ kJ\ mol^{-1}$$

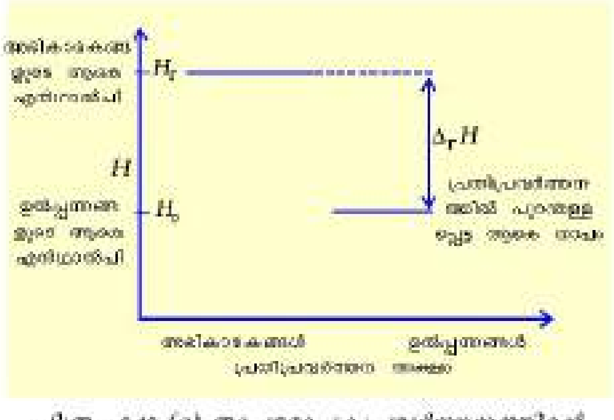
$$\frac{1}{2}\ H_2(g) + \frac{1}{2}\ Cl_2(g) = HCl\ (g)\ ;$$

$$\Delta_r H^0 = -\ 92.32\ kJ\ mol^{-1}$$

$$H_2(g) + \frac{1}{2}\ O_2(g) \rightarrow H_2O(l)\ ;$$

$$\Delta_r H^0 = -\ 285.8\ kJ\ mol^{-1}$$

അഭികാരകങ്ങളിൽ നിന്ന് ഉല്പന്നങ്ങളിലേക്കുള്ള മാറ്റം നടക്കുമ്പോൾ ഉണ്ടാകുന്ന എൻഥാൽപിയിലെ കുറവ്, ഏതൊരു താപമോചകപ്രവർത്തനത്തെ സംബന്ധിച്ചും ചിത്രം 6.10 (a) -ൽ നൽകിയിട്ടുള്ളതുപോലെ വരച്ചുകാട്ടാം.



ചിത്രം 6.10 (a) താപമോചകപ്രവർത്തനത്തിന്റെ എൻഥാൽപിഡയഗ്രം

ഇപ്രകാരം, ഒരു രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ പ്രേരകശക്തി അതിന്റെ ഊർജം കുറയുന്നതുമായി ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു എന്ന ധാരണ, ഇതുവരെ കണ്ട തെളിവുകളിൽ നിന്ന് യുക്തിസഹമായി തോന്നാം.

ഇനി നമുക്ക് ചുവടെ ചേർത്തിട്ടുള്ള ചില ഉദാഹരണങ്ങൾ പരിശോധിക്കാം:

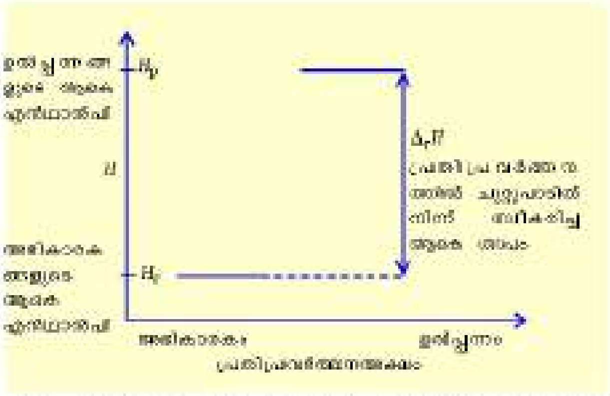
$$\frac{1}{2}\ N_2(g) + O_2(g) \rightarrow NO_2(g);$$

$$\Delta_r H^0 = +33.2\ kJ\ mol^{-1}$$

$$C(\text{ഗ്രാഫൈറ്റ്}, s) + 2\ S(l) \rightarrow CS_2(l);$$

$$\Delta_r H^0 = +128.5\ kJ\ mol^{-1}$$

ഈ പ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങൾ താപശോഷകങ്ങളാണെങ്കിലും സ്വാഭാവികമായി നടക്കുന്നതാണ്. എൻഥാൽപിയിലുണ്ടാകുന്ന വർധനവ് ചിത്രം 6.10 (b) യിലേതുപോലെ സൂചിപ്പിക്കാം:



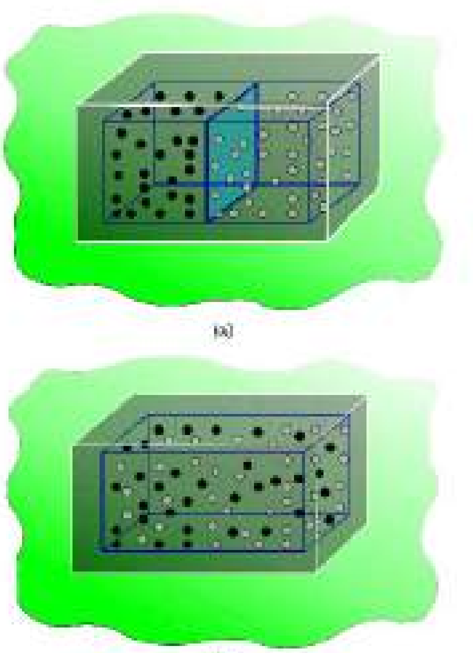
ചിത്രം 6.10 (b). താപശോഷകപ്രവർത്തനത്തിന്റെ എൻഥാൽപി ഡയഗ്രം

അതുകൊണ്ട്, എൻഥാൽപി കുറയുക എന്നത്, ഒരു പ്രക്രിയ സ്വയംപ്രവർത്തിതമാകുന്നതിന് സഹായകരമായ ഘടകമാണെങ്കിലും എല്ലാ പ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങളുടെയും കാര്യത്തിൽ അത് ശരിയായിക്കൊള്ളണമെന്നില്ല.

(b) എൻട്രോപ്പിയും സ്വയംപ്രാവർത്തികതയും (Entropy and spontaneity)

അപ്പോൾ, സ്വാഭാവികപ്രക്രിയകളെ ഒരു പ്രത്യേക ദിശയിലേക്ക് നയിക്കുന്നത് എന്തായിരിക്കും? $\Delta_r H^0 = 0$ ആയ ഒരു പ്രക്രിയയെ നമുക്ക് പരിഗണിക്കാം. അതായത്, എൻഥാൽപിവ്യത്യാസം ഇല്ലെങ്കിലും സ്വയംഭവിക്കുന്ന ഒരു പ്രക്രിയ.

ചുറ്റുപാടിൽ നിന്ന് ഒറ്റപ്പെടുത്തി (isolated) സജ്ജീകരിച്ചിരിക്കുന്ന ഒരു സംഭരണിയിൽ നിറച്ചിട്ടുള്ള രണ്ട് വാതകങ്ങളുടെ വ്യാപനം പരിഗണിക്കാം. ചിത്രം 6.11 ശ്രദ്ധിക്കുക.



(a)

(b)

ചിത്രം 6.11 രണ്ട് വാതകങ്ങളുടെ വ്യാപനം

A, B എന്നീ രണ്ട് വാതകങ്ങൾ യഥാക്രമം കറുപ്പും വെളുപ്പും നിറത്തിലുള്ള ചെറുവൃത്തങ്ങൾ കൊണ്ട് കാണിച്ചിരിക്കുന്നു. ചലിപ്പിക്കാൻ കഴിയുന്ന ഒരു മറ (partition) കൊണ്ട് ഇവ വേർതിരിച്ചിരിക്കുന്നു [ചിത്രം 6.11 (a)]. മറ നീക്കുമ്പോൾ [ചിത്രം 6.11 (b)] വാതകങ്ങൾ തമ്മിൽ വ്യാപനം നടക്കുകയും, കുറച്ച് സമയം കഴിയുമ്പോൾ അത് പൂർണമാവുകയും ചെയ്യുന്നു.

നമുക്ക് ഈ പ്രക്രിയയെ വിശകലനം ചെയ്യാം. മറ നീക്കുന്നതിനു മുമ്പ്, ഇടതുഭാഗത്തുനിന്ന് കുറച്ച് തന്മാത്രകൾ നാം എടുക്കുന്നു എന്നു കരുതുക. അപ്പോൾ നമുക്ക് ലഭിക്കുന്നത് A എന്ന വാതകത്തിന്റെ തന്മാത്രകൾ മാത്രമായിരിക്കും. അതുപോലെ, വലതുഭാഗത്തുനിന്നാണെങ്കിൽ B എന്ന വാതകത്തിന്റെ തന്മാത്രകൾ മാത്രമായിരിക്കും ലഭ്യമാവുക. എന്നാൽ മറ നീക്കിയതിനുശേഷമാണ് നാം ഇങ്ങനെ ചെയ്യുന്നതെങ്കിൽ ലഭിക്കുന്നത് A ആണോ B ആണോ എന്നതു സംബന്ധിച്ച് നമുക്ക് ഉറപ്പില്ല. വ്യൂഹം പ്രവചനസാധ്യതകുറഞ്ഞ അഥവാ കൂടുതൽ ക്രമരഹിതമായ അവസ്ഥയിലേക്ക് എത്തി എന്ന് നമുക്കിവിടെ പറയാൻ കഴിയും.

ഇപ്പോൾ നമുക്ക് മറ്റൊരു തത്വം രൂപീകരിക്കാം: ഒരു ഒറ്റപ്പെട്ട വ്യൂഹത്തിൽ, എല്ലായ്പ്പോഴും വ്യൂഹത്തിന്റെ ഊർജം കൂടുതൽ ക്രമരാഹിത്യത്തിലേക്ക് അഥവാ വ്യവസ്ഥാപിതമല്ലാത്ത (Chaotic) രീതിയിലേക്ക് മാറാനുള്ള ശ്രമം ഉണ്ടാകും. ഇത് സ്വയംപ്രവർത്തിത പ്രക്രിയയുടെ ഒരു മാനദണ്ഡമാകാം.

ഈ ഘട്ടത്തിൽ നമുക്ക് മുന്നോട്ടുവയ്ക്കാൻ കഴിയുന്ന മറ്റൊരു താപഗതികഫലനമാണ് എൻട്രോപ്പി (entropy). ഇതിനെ 'S' കൊണ്ട് സൂചിപ്പിക്കാം. നേരത്തേ സൂചിപ്പിച്ച ക്രമരാഹിത്യം എന്നത് എൻട്രോപ്പിയുടെ പ്രകടനമാണ് (manifestation). ആശയം രൂപീകരിക്കുന്നതിനുവേണ്ടി എൻട്രോപ്പി എന്നത് ഒരു വ്യൂഹത്തിൽ എത്രമാത്രം ക്രമരാഹിത്യം (disorder) അല്ലെങ്കിൽ യാദൃച്ഛികത (randomness) ഉണ്ട് എന്നതിന്റെ അളവാണെന്നു കരുതാം. ഒരു ഒറ്റപ്പെട്ട വ്യൂഹത്തിലെ ക്രമരാഹിത്യം കൂടുന്നതിനനുസരിച്ച് എൻട്രോപ്പിയും കൂടുന്നു. ഒരു രാസപ്രവർത്തനത്തെ സംബന്ധിച്ച്, എൻട്രോപ്പി വ്യത്യാസത്തിന് കാരണമായി വരുന്നത്, അഭികാരകങ്ങളിലെ ആറ്റങ്ങളുടെ ഒരു ക്രമീകരണം മറ്റൊന്നായി (ഉൽപന്നങ്ങളിൽ) മാറുന്നതാണ്. ഉൽപന്നങ്ങളുടെ ഘടന അഭികാരകങ്ങളുടേതിനേക്കാൾ വളരെ കൂടുതൽ ക്രമരഹിതമാണെങ്കിൽ, ഫലത്തിൽ എൻട്രോപ്പി വർധിക്കും. ഒരു രാസപ്രവർത്തനം നടക്കുമ്പോൾ ഉണ്ടാകുന്ന എൻട്രോപ്പി വ്യത്യാസം സംബന്ധിച്ച് ഗുണാത്മകമായ കണക്കുകൂട്ടൽ നടത്തുന്നതിന്, ആ പ്രക്രിയയിൽ പങ്കെടുക്കുന്ന പദാർഥങ്ങളുടെ ഘടന പരിഗണിച്ചാൽ മതി. ഘടനയുടെ ക്രമം കുറയുകയാണെങ്കിൽ എൻട്രോപ്പി കൂടുകയാകും ഫലം. ഒരു പദാർഥത്തെ സംബന്ധിച്ച്, പരൽ ഖരാവസ്ഥയായിരിക്കും ഏറ്റവും എൻട്രോപ്പി കുറഞ്ഞ അവസ്ഥ (കൂടുതൽ ക്രമം ഉള്ള അവസ്ഥ). ഏറ്റവും കൂടിയ എൻട്രോപ്പിയുള്ളത് അതിന്റെ വാതകാവസ്ഥയിലായിരിക്കും.

ഇനി നമുക്ക് എൻട്രോപ്പിയെ അളക്കാൻ ശ്രമിക്കാം. ഒരു വ്യൂഹത്തിലെ തന്മാത്രകളുടെ ക്രമരാഹിത്യം അഥവാ കുഴഞ്ഞുമറിഞ്ഞ (chaotic) ഊർജവിതരണം എത്രത്തോളം ഉണ്ടെന്ന് കണക്കാക്കാനുള്ള ഒരു മാർഗം സാംഖ്യികബലതന്ത്രസമീപനമാണ്. എന്നാൽ, അത് ഇവിടെ വിശദമാക്കാൻ കഴിയുന്നതിനുമപ്പുറമാണ്. മറ്റൊരു മാർഗം ഈ പ്രക്രിയയെ, അതിലുൾപ്പെടുന്ന താപവിനിമയവുമായി ബന്ധപ്പെടുത്തുക എന്നതാണ്. ഇത് എൻട്രോപ്പിയെ ഒരു താപഗതിക സങ്കൽപനമാക്കി മാറ്റും. ആന്തരികോർജം U, എൻഥാൽപി H എന്നിവയെപ്പോലെ എൻട്രോപ്പിയും ഒരു അവസ്ഥാഗുണമാണ്. അതായത് ΔS പ്രക്രിയയുടെ മാർഗത്തെ ആശ്രയിക്കുന്നില്ല.

ഒരു വ്യൂഹത്തിലേക്ക് താപം നൽകുമ്പോൾ തന്മാത്രകളുടെ ചലനവേഗത വർധിക്കും. തന്മൂലം വ്യൂഹത്തിന്റെ ക്രമരാഹിത്യം കൂടുന്നു. അങ്ങനെ താപത്തിന്റെ (q) സ്വാധീനം വ്യൂഹത്തെ ക്രമരഹിതമാക്കുക എന്നതാണ്. അങ്ങനെയെങ്കിൽ നമുക്ക് ΔS ഉം q ഉം തുല്യമെന്ന് പറയാൻ കഴിയുമോ? വരട്ടെ! പരിചയത്തിൽ നിന്ന് മനസിലാക്കാൻ കഴിയുന്നത്

താപവിതരണം വ്യൂഹത്തിന് താപം നൽകുന്ന താപനിലയെയും ഏത് താപനിലയിലാണ് താപം വ്യൂഹത്തിന് കൊടുക്കുന്നത് എന്നതിനെയും കൂടി ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നുവെന്നാണ്. ഉയർന്ന താപനിലയിലുള്ള ഒരു വ്യൂഹത്തിന് താഴ്ന്ന താപനിലയിലുള്ളതിനേക്കാൾ ക്രമരാഹിത്യം കൂടുതലായിരിക്കും. അതായത്, ഒരു വ്യൂഹത്തിലുള്ള തന്മാത്രകളുടെ ശരാശരി ക്രമരഹിതചലനത്തിന്റെ അളവാണ് അതിന്റെ താപനില. താഴ്ന്ന താപനിലയിലുള്ള ഒരു വ്യൂഹത്തിലേക്ക് താപം നൽകിയാൽ അത് വലിയ ക്രമരാഹിത്യത്തിന് കാരണമാകും. എന്നാൽ അത്രയും തന്നെ താപം ഒരു ഉയർന്ന താപനിലയിലുള്ള വ്യൂഹത്തിലേക്കാണെങ്കിൽ സംജാതമാകുന്ന ക്രമരാഹിത്യം താരതമ്യേന കുറവായിരിക്കും. ഇതിൽ നിന്ന് പറയാൻ കഴിയുന്നത്, എൻട്രോപ്പി താപനിലയ്ക്ക് വിപരീതാനുപാതത്തിലായിരിക്കുമെന്നാണ്. ഒരു ഉഭയദിശീയപ്രക്രിയയ്ക്ക്, ΔS, q, T എന്നിവ തമ്മിലുള്ള ബന്ധം താഴെ പറയുന്നപ്രകാരം ആണ്.

$$\Delta S = \frac{q_{rev}}{T} \quad (6.18)$$

ഒരു സ്വയംപ്രവർത്തിതപ്രക്രിയയെ സംബന്ധിച്ച് വ്യൂഹത്തിന്റെയും ചുറ്റുപാടിന്റെയും കൂടി ആകെ എൻട്രോപ്പിവ്യത്യാസം,

$$\Delta S_{total} = \Delta S_{system} + \Delta S_{surr} > 0 \quad (6.19)$$

ഒരു വ്യൂഹം സന്തുലനത്തിലായിരിക്കുമ്പോൾ എൻട്രോപ്പിയുടെ മൂല്യം പരമാവധിയായിരിക്കും. അതിനാൽ, എൻട്രോപ്പിയിലെ വ്യത്യാസം $\Delta S = 0$ ആയിരിക്കും.

ഒരു സ്വയംപ്രവർത്തിതപ്രക്രിയയെ സംബന്ധിച്ച്, എൻട്രോപ്പി അതിന്റെ പരാവധി മൂല്യമെത്തുന്നതുവരെ കൂടിവരികയും, സന്തുലനമെത്തുമ്പോൾ എൻട്രോപ്പി വ്യത്യാസം പൂജ്യമാവുകയും ചെയ്യുന്നു. എൻട്രോപ്പി എന്നത് ഒരു അവസ്ഥാഗുണമായതിനാൽ, ഒരു ഉഭയദിശീയ പ്രക്രിയ നടക്കുമ്പോൾ എൻട്രോപ്പിവ്യത്യാസം നമുക്ക് ചുവടെ ചേർത്തിട്ടുള്ളതുപോലെ കണക്കാക്കാം:

$$\Delta S_{sys} = \frac{q_{sys,rev}}{T}$$

സമതാപസാഹചര്യങ്ങളിൽ ഒരു ആദർശവാതകം ഉഭയദിശീയമായോ ഏകദിശീയമായോ വികസിക്കുമ്പോൾ അതിന്റെ $\Delta U = 0$ എന്ന് നമുക്കറിയാം. എന്നാൽ ΔS_{total} അതായത് $\Delta S_{sys} + \Delta S_{surr}$ എന്നത് ഏകദിശീയ പ്രക്രിയയ്ക്ക് പൂജ്യമായിരിക്കില്ല. അങ്ങനെ, ഉഭയദിശീയവും ഏകദിശീയവും ആയ പ്രക്രിയകൾ തമ്മിൽ തരംതിരിച്ചറിയാൻ ΔU ഉപയോഗിക്കാൻ സാധിക്കില്ല; എന്നാൽ ΔS ഉപയോഗിച്ച് അതിനുകഴിയും.

പ്രശ്നം 6.10

താഴെത്തന്നിട്ടുള്ള പ്രക്രിയകളിൽ എൻട്രോപ്പി കൂടുമോ കുറയുമോ എന്ന് പ്രവചിക്കുക.

(i) ഒരു ദ്രാവകം ക്രിസ്റ്റലീകരിച്ച് ഖരമായി മാറുന്നു.

(ii) ഒരു ക്രിസ്റ്റലീയ ഖരപദാർഥത്തിന്റെ താപനില 0 K -ൽ നിന്ന് 115 K -ലേക്ക് ഉയർത്തുന്നു.

(iii) $2NaHCO_3(s) \rightarrow Na_2CO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$

(iv) $H_2(g) \rightarrow 2H(g)$

ഉത്തരം

(i) ശീതീകരിക്കപ്പെട്ട് ഖരാവസ്ഥയിലേക്ക് മാറുമ്പോൾ, കൂടുതൽ ക്രമം ഉള്ള അവസ്ഥയിലേക്ക് മാറുന്നതിനാൽ എൻട്രോപ്പി കുറയുന്നു.

(ii) 0 K -ൽ, പദാർഥത്തിന്റെ ഘടകകണികകൾ നിശ്ചലമായിരിക്കുന്നതിനാൽ എൻട്രോപ്പി ഏറ്റവും കുറവായിരിക്കും. താപനില 115K-ലേക്ക് ഉയർത്തിയാൽ കണികകൾ ചലിക്കാനും കമ്പനം ചെയ്യാനും തുടങ്ങും. അങ്ങനെ വ്യൂഹം കൂടുതൽ ക്രമരഹിതമായി മാറും. അതുകൊണ്ട് എൻട്രോപ്പി കൂടും.

(iii) അഭികാരകമായ **$NaHCO_3$** ഖരമാണ്. അതിന് കുറഞ്ഞ എൻട്രോപ്പി ആയിരിക്കും. ഉല്പന്നങ്ങളിൽ ഒന്നൊഴികെയെല്ലാം വാതകങ്ങളാണ്. അതുകൊണ്ട് ഉല്പന്നങ്ങൾ എൻട്രോപ്പി കൂടിയ സാഹചര്യത്തെ പ്രതിനിധീകരിക്കുന്നു.

(iv) ഇവിടെ ഒരു തന്മാത്ര രണ്ടാറ്റങ്ങളായി മാറുന്നു. കണികകളുടെ എണ്ണം കൂടുമ്പോൾ ക്രമരാഹിത്യം കൂടുന്നു. രണ്ട് H-ആറ്റങ്ങൾക്ക് ഒരു ഡൈഹൈഡ്രജൻ തന്മാത്രയെക്കാൾ എൻട്രോപ്പി കൂടുതലായിരിക്കും.

പ്രശ്നം 6.11

ഇരുമ്പിന്റെ ഓക്സീകരണത്തെ സംബന്ധിച്ച്:
$4Fe(s) + 3O_2(g) \rightarrow 2Fe_2O_3(s)$

എൻട്രോപ്പി വ്യത്യാസം – **549.4 $JK^{-1}mol^{-1}$** ആണ് (298K-ൽ). നെഗറ്റീവ് എൻട്രോപ്പി

വ്യത്യാസമാണെങ്കിലും ഈ പ്രതിപ്രവർത്തനം സ്വയംപ്രവർത്തിതമാകാൻ കാരണമെന്ത്?
($\Delta_r H^\ominus = -1648 \times 10^3$ J mol^{-1})

ഉത്തരം

ഒരു പ്രതിപ്രവർത്തനം സ്വയംപ്രവർത്തിതമാണോ എന്നു തീരുമാനിക്കാൻ കഴിയുന്നത്, $\Delta S_{total} = \left(\Delta S_{sys} + \Delta S_{surr}\right)$ ന്റെ മൂല്യം നോക്കിയിട്ടാണ്.

ΔS_{surr}, കണക്കുകൂട്ടുന്നതിന് ചുറ്റുപാട് സ്വീകരിക്കുന്ന താപം എത്രയെന്നറിയണം. അത് $-\Delta_r H^\ominus$ ആയിരിക്കും. T താപനിലയിൽ, ചുറ്റുപാടിന്റെ എൻട്രോപ്പി വ്യത്യാസം,

$$\Delta S_{surr} = -\frac{\Delta_r H^\ominus}{T} \text{ (സ്ഥിര മർദത്തിൽ)}$$

$$= \frac{-\left(-1648 \times 10^3 \, J\,mol^{-1}\right)}{298K}$$

$$= 5530 \, JK^{-1}mol^{-1}$$

ആകെ എൻട്രോപ്പി വ്യത്യാസം,

$$\Delta S_{total} = \Delta S_{sys} + \Delta S_{surr}$$

$$= -549.4 JK^{-1}mol^{-1} + 5530 JK^{-1}mol^{-1}$$

$$= 4980.6 \, JK^{-1}mol^{-1}$$

ഇത് സൂചിപ്പിക്കുന്നത്, ഈ രാസപ്രവർത്തനം സ്വയംപ്രവർത്തിതമാണെന്നാണ്.

(c) ഗിബ്സ്ഊർജവും സ്വയംപ്രാവർത്തികതയും (Gibbs energy and spontaneity)

ഒരു പ്രക്രിയ നടക്കുമ്പോൾ വ്യൂഹത്തിനുണ്ടാകുന്ന ആകെ എൻട്രോപ്പി വ്യത്യാസം ΔS_{total} ആണ് ആ പ്രക്രിയയുടെ സ്വയംപ്രാവർത്തികതയെ നിർണയിക്കുന്നതെന്ന് നാം മനസിലാക്കിയിട്ടുണ്ട്. എന്നാൽ മിക്ക രാസപ്രവർത്തനങ്ങളും നടക്കുന്ന സാഹചര്യം സംവൃതവ്യൂഹങ്ങളുടെയോ വിവൃതവ്യൂഹങ്ങളുടെയോ ഗണത്തിൽപ്പെടുന്നു. അതുകൊണ്ട്, മിക്ക രാസപ്രവർത്തനങ്ങളിലും എൻഥാൽപിയും എൻട്രോപ്പിയും വ്യത്യാസപ്പെടുന്നു. ഇതുവരെയുള്ള നമ്മുടെ പഠനത്തിൽ നിന്ന് കാണാൻ കഴിയുന്നത്, ഇത്തരം വ്യൂഹങ്ങളെ സംബന്ധിച്ച് എൻഥാൽപി കുറയുന്നതു മാത്രമായോ, എൻട്രോപ്പി കൂടുന്നതുമാത്രമായോ സ്വയംപ്രവർത്തിതമാറ്റത്തിന്റെ ദിശ നിർണയിക്കുന്നില്ല എന്നാണ്.

ഈ ആവശ്യത്തിന് നമുക്ക് ഒരു പുതിയ താപഗതിക ഫലനം നിർവചിക്കേണ്ടിവരുന്നു. അതാണ് ഗിബ്സ് ഊർജം അല്ലെങ്കിൽ ഗിബ്സ്ഫലനം G. അതിന്റെ നിർവചനം ചുവടെ ചേർക്കുന്നു.

$$G = H - TS \qquad (6.20)$$

ഗിബ്സ് ഊർജം G എന്നത് പരിമാണസ്ഥിതമായ അവസ്ഥാഗുണമാണ്.

ഒരു വ്യൂഹത്തിന്റെ ഗിബ്സ് ഊർജത്തിനുണ്ടാകുന്ന വ്യത്യാസം, ΔG_{sys} ഇപ്രകാരം എഴുതാം:

$$\Delta G_{sys} = \Delta H_{sys} - T\Delta S_{sys} - S_{sys}\Delta T$$

സ്ഥിരതാപനിലയിൽ, $\Delta T = 0$

$$\therefore \Delta G_{sys} = \Delta H_{sys} - T\Delta S_{sys}$$

സാധാരണഗതിയിൽ ഈ സമവാക്യം ഇങ്ങനെ സൂചിപ്പിക്കാം:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \qquad (6.21)$$

അതായത്, ഗിബ്സ് ഊർജ വ്യത്യാസം = എൻഥാൽപി വ്യത്യാസം – താപനില × എൻട്രോപ്പി വ്യത്യാസം.

ഈ സമവാക്യത്തെ ഗിബ്സ് സമവാക്യം എന്നുവിളിക്കുന്നു. ഇത് രസതന്ത്രത്തിലെ വളരെ പ്രധാനപ്പെട്ട ഒരു സമവാക്യമാണ്. ഇവിടെ നാം രണ്ടു കാര്യങ്ങളും ഒരുമിച്ച് സ്വയംപ്രാവർത്തികത നിർണയിക്കുന്നതിന് വേണ്ടി പരിഗണിച്ചിരിക്കുന്നു. അതായത്, നേരത്തെ സൂചിപ്പിച്ചതുപോലെ, ഊർജവും (ΔH എന്ന നിലയിൽ) എൻട്രോപ്പിയും (ΔS, ക്രമരാഹിത്യത്തിന്റെ അളവ്). മാനീയ *(dimensional)* അപഗ്രഥനം നടത്തിയാൽ, ΔG യ്ക്ക് ഊർജത്തിന്റെ ഏകകമാണെന്ന് കാണാൻ കഴിയും. കാരണം, ΔH ഉം $T\Delta S$ ഉം ഊർജ രൂപങ്ങളാണ് ($T\Delta S$ ന്റെ ഏകകം. (K) (J/K)=J)

ഇനി നമുക്ക് ΔG യെ എങ്ങനെയാണ് ഒരു പ്രക്രിയയുടെ സ്വയംപ്രാവർത്തികതയുമായി ബന്ധപ്പെടുത്തുന്നതെന്ന് നോക്കാം.

നമുക്കറിയാം,

$$\Delta S_{total} = \Delta S_{sys} + \Delta S_{surr}$$

വ്യൂഹം ചുറ്റുപാടുമായി താപീയസന്തുലനത്തിലാണെങ്കിൽ, വ്യൂഹത്തിന്റെയും ചുറ്റുപാടിന്റെയും താപനില തുല്യമായിരിക്കും. അതുപോലെ, ചുറ്റുപാടിനുണ്ടാകുന്ന എൻഥാൽപിവർധനവ്, വ്യൂഹത്തിനുണ്ടാകുന്ന എൻഥാൽപികുറവിന് തുല്യമായിരിക്കും.

അതുകൊണ്ട് ചുറ്റുപാടിന്റെ എൻട്രോപ്പി വ്യത്യാസം,

$$\Delta S_{surr} = \frac{\Delta H_{surr}}{T} = -\frac{\Delta H_{sys}}{T}$$

$$\Delta S_{total} = \Delta S_{sys} + \left(- \frac{\Delta H_{sys}}{T} \right)$$

മുകളിലത്തെ സമവാക്യം പുനഃക്രമീകരിച്ചാൽ:

$$T\Delta S_{total} = T\Delta S_{sys} - \Delta H_{sys}$$

ഒരു സ്വയംപ്രവർത്തിതപ്രക്രിയയെ സംബന്ധിച്ച്, $\Delta S_{total} > 0$ ആയിരിക്കും.

അതുകൊണ്ട് $T\Delta S_{sys} - \Delta H_{sys} > 0$

അതായത്, $-\left(\Delta H_{sys} - T\Delta S_{sys}\right) > 0$

സമവാക്യം 6.21 ഉപയോഗിച്ച് മുകളിലുള്ള സമവാക്യത്തെ ഇപ്രകാരം എഴുതാം.

$$-\Delta G > 0$$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0 \qquad (6.22)$$

ΔH_{sys} എന്നത് ഒരു പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിന്റെ എൻഥാൽപിവ്യത്യാസമാണ്. $T\Delta S_{sys}$ എന്നത് ഉപയോഗപ്രദമായ പ്രവൃത്തി ചെയ്യുന്നതിനുവേണ്ടി ലഭ്യമല്ലാത്ത ഊർജമാണ്. അതുകൊണ്ട് ΔG എന്നത് ഉപയോഗപ്രദമായ പ്രവൃത്തി ചെയ്യുന്നതിനുവേണ്ടി ലഭ്യമായ ആകെ ഊർജമാണ്. ആയതിനാൽ ΔG-യെ 'സ്വതന്ത്ര ഊർജ'ത്തിന്റെ (free energy) അളവാണെന്ന് പറയാം. ഇക്കാരണത്താൽ ഇത് ഒരു പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സ്വതന്ത്ര ഊർജം എന്നും അറിയപ്പെടുന്നു.

സ്ഥിരമർദത്തിലും താപനിലയിലും സ്വയംപ്രവർത്തികത (spontaneity) സംബന്ധിച്ച മാനദണ്ഡം ΔG നൽകുന്നു.

(i) ΔG നെഗറ്റീവാണെങ്കിൽ (<0) പ്രക്രിയ സ്വയം പ്രവർത്തിതമായിരിക്കും.

(ii) ΔG പോസിറ്റീവാണെങ്കിൽ (>0) പ്രക്രിയ സ്വയം പ്രവർത്തിതമായിരിക്കില്ല.

കുറിപ്പ്: ഒരു പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിന്റെ എൻഥാൽപി വ്യത്യാസം പോസിറ്റീവും, എൻട്രോപ്പിവ്യത്യാസം പോസിറ്റീവും ആയാൽ, $T\Delta S$ ന്റെ വില ΔH ന്റേതിനെക്കാൾ കൂടുതലായാൽ മാത്രമേ പ്രക്രിയ സ്വയംപ്രവർത്തിതമാവുകയുള്ളൂ-ഇത് രണ്ടുതരത്തിൽ സംഭവിക്കാം:

(a) വ്യൂഹത്തിന്റെ പോസിറ്റീവ് എൻട്രോപ്പി വ്യത്യാസം വളരെക്കുറവും താപനില (T) വളരെ കൂടുതലും ആകുന്ന സാഹചര്യം.

(b) വ്യൂഹത്തിന്റെ പോസിറ്റീവ് എൻട്രോപ്പി വ്യത്യാസം വളരെ കൂടുതലും, താപനില (T) വളരെ കുറവും ആകുന്ന സാഹചര്യം.

മിക്കപ്പോഴും രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾ ഉയർന്നതാപനിലയിൽ നടത്തുന്നതിനുള്ള കാരണം ആദ്യത്തെ സാഹചര്യമാണ്. ഒരു പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സ്വയം പ്രാവർത്തികതയെ താപനില എങ്ങനെ സ്വാധീനിക്കുന്നുവെന്ന് പട്ടിക 6.4-ൽ നിന്ന് മനസിലാക്കാം.

(d) എൻട്രോപ്പിയും താപഗതികത്തിന്റെ രണ്ടാം നിയമവും (Entropy and second law of thermodynamics)

ഒരു ഒറ്റപ്പെട്ട വ്യൂഹത്തിന്റെ ഊർജം സ്ഥിരമായിരിക്കുമെന്ന് നമുക്കറിയാം. അതിനാൽ, ഇത്തരം വ്യൂഹങ്ങളിൽ എൻട്രോപ്പി വർധിക്കുന്ന ദിശയായിരിക്കും സ്വയംപ്രവർത്തിതപ്രക്രിയയുടെ ദിശ. ഇതാണ് യഥാർഥത്തിൽ താപഗതികത്തിന്റെ രണ്ടാം നിയമം. ഒന്നാം നിയമത്തെപ്പോലെതന്നെ, താപഗതികത്തിന്റെ രണ്ടാം നിയമത്തെയും വ്യത്യസ്തരീതികളിൽ പ്രസ്താവിക്കാം. എന്തുകൊണ്ടാണ് താപമോചകസ്വാഭാവിക പ്രക്രിയകൾ സർവസാധാരണമാകുന്നതെന്ന് താപഗതികത്തിന്റെ രണ്ടാംനിയമം വിശദീകരിക്കുന്നു.

പട്ടിക 6.4 : പ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങളുടെ സ്വയംപ്രാവർത്തികതയിൽ താപനിലയ്ക്കുള്ള സ്വാധീനം

$\Delta_r H^{\ominus}$	$\Delta_r S^{\ominus}$	$\Delta_r G^{\ominus}$	വിവരണം*
–	+	–	പ്രതിപ്രവർത്തനം എല്ലാ താപനിലകളിലും സ്വയംപ്രവർത്തിതമാണ്.
–	–	– (at low T)	പ്രതിപ്രവർത്തനം താഴ്ന്ന താപനിലയിൽ സ്വയംപ്രവർത്തിതമാണ്.
–	–	+ (at high T)	പ്രതിപ്രവർത്തനം ഉയർന്ന താപനിലയിൽ സ്വയംപ്രവർത്തിതമല്ല.
+	+	+ (at low T)	പ്രതിപ്രവർത്തനം താഴ്ന്ന താപനിലയിൽ സ്വയംപ്രവർത്തിതമല്ല.
+	+	– (at high T)	പ്രതിപ്രവർത്തനം ഉയർന്ന താപനിലയിൽ സ്വയംപ്രവർത്തിതമാണ്.
+	–	+ (at all T)	പ്രതിപ്രവർത്തനം ഒരു താപനിലയിലും സ്വയംപ്രവർത്തിതമല്ല.

* *ഉയർന്നതാപനില, താഴ്ന്നതാപനില എന്നിവ ആപേക്ഷികമാണ്. ചില സന്ദർഭങ്ങളിൽ ഒരു പ്രക്രിയയെ സംബന്ധിച്ച് ഉയർന്നതാപനില എന്നത് ഒരുപക്ഷേ അന്തരീക്ഷതാപനിലയുമാകാം.*

താപമോചകപ്രക്രിയകൾ നടക്കുമ്പോൾ സ്വതന്ത്രമാകുന്ന താപം ചുറ്റുപാടിന്റെ ക്രമരാഹിത്യം ഉയർത്തുകയും, ആകെ എൻട്രോപ്പിവ്യത്യാസം പോസിറ്റീവാകുകയും ചെയ്യുന്നതിനാൽ പ്രക്രിയ സ്വയം പ്രവർത്തിതമാകുന്നു.

(c) കേവലഎൻട്രോപ്പിയും താപഗതികത്തിന്റെ മൂന്നാം നിയമവും (Absolute entropy and third Law of thermodynamics)

ഒരു പദാർഥത്തിലെ തന്മാത്രകൾക്ക് നേർരേഖയിൽ ഏതുദിശയിലും ചലിക്കാനും, ഒരു പമ്പരംപോലെ കറങ്ങാനും, തന്മാത്രകളുടെ ബന്ധനങ്ങൾക്ക് വികസിക്കാനും ചുരുങ്ങാനും കഴിയും. തന്മാത്രകളുടെ ഈ ചലനങ്ങൾ യഥാക്രമം, സ്ഥാനാന്തരചലനം ഭ്രമണചലനം, കമ്പനചലനം എന്നിങ്ങനെ അറിയപ്പെടുന്നു. വ്യൂഹത്തിന്റെ താപനില ഉയരുന്നതിനനുസരിച്ച് ഇത്തരം ചലനങ്ങൾ കൂടുതൽ തീവ്രമാവുകയും എൻട്രോപ്പി കൂടുകയും ചെയ്യുന്നു. എന്നാൽ താപനില താഴ്ത്തിയാൽ എൻട്രോപ്പി കുറയുന്നു.

"താപനില കേവല പൂജ്യത്തിലേക്കെത്തുമ്പോൾ, ഏതൊരു ശുദ്ധ ക്രിസ്റ്റലീയപദാർഥത്തിന്റെയും എൻട്രോപ്പി മൂല്യം പൂജ്യത്തിലേക്കെത്തുന്നു". ഇതാണ് താപഗതികത്തിലെ മൂന്നാം നിയമം. താപനില കേവല പൂജ്യമാകുമ്പോൾ, ക്രിസ്റ്റലിലെ കണങ്ങൾക്ക് ചലന സ്വാതന്ത്ര്യമില്ലാത്തവിധം കുറ്റമറ്റതായിരിക്കും എന്നതാണ് ഇതിനു കാരണം. ഈ നിയമം ക്രിസ്റ്റലീയ ഖരപദാർഥങ്ങൾക്ക് മാത്രമേ ബാധകമായിരിക്കുകയുള്ളൂ. കാരണം, സൈദ്ധാന്തികവാദഗതികളും പ്രായോഗികതെളിവുകളും സൂചിപ്പിക്കുന്നത് പൂജ്യം കെൽവിനിൽ ലായനികളുടെയും അതിശീതദ്രാവകങ്ങളുടെയും എൻട്രോപ്പി പൂജ്യമല്ലെന്നാണ്. ശുദ്ധപദാർഥങ്ങളുടെ കേവല എൻട്രോപ്പിമൂല്യങ്ങൾ താപസംബന്ധദത്തങ്ങളിൽ നിന്ന് കണക്കാക്കാൻ സഹായകമാകുമെന്നുള്ളതാണ് താപഗതികത്തിലെ മൂന്നാം നിയമത്തിന്റെ പ്രാധാന്യം. ഒരു ശുദ്ധപദാർഥത്തെ സംബന്ധിച്ച് ഇത് സാധ്യമാകുന്നത്, പൂജ്യം കെൽവിൻ മുതൽ 298K വരെയുള്ള $\frac{q_{rev}}{T}$ വർധനവുകൾ കൂട്ടിയെടുക്കുന്നതിലൂടെയാണ്. ഹെസ് നിയമസമാനമായ കണക്കുകൂട്ടലുകളിലൂടെ പ്രാമാണിക എൻട്രോപ്പി വ്യത്യാസങ്ങൾ കണക്കാക്കാൻ, പ്രമാണ എൻട്രോപ്പി മൂല്യങ്ങൾ ഉപയോഗിക്കാം.

6.7 ഗിബ്സ് ഊർജവ്യത്യാസവും സന്തുലനവും (Gibbs Energy Change and Equilibrium)

ഒരു രാസപ്രവർത്തനം നടക്കുമ്പോഴുള്ള ഗിബ്സ് ഊർജവ്യത്യാസത്തിന്റെ പരിമാണവും ചിഹ്നവും അറിഞ്ഞാൽ,

(i) രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സ്വയംപ്രാവർത്തികത (spontaneity) പ്രവചിക്കാനും,

(ii) അതിൽ നിന്ന് ഉത്പാദിപ്പിക്കാൻ പറ്റുന്ന പ്രയോജനപ്രദമായ പ്രവൃത്തിയുടെ അളവ് പ്രവചിക്കാനും കഴിയും.

ഇതുവരെ നാം പരിഗണിച്ചത് ഏകദിശീയപ്രക്രിയകൾ നടക്കുമ്പോഴുള്ള സ്വതന്ത്രഊർജത്തിന്റെ (free energy) വ്യത്യാസമാണ്. ഇനി നമുക്ക് ഉഭയദിശീയ പ്രക്രിയകളുടെ സ്വതന്ത്ര ഊർജവ്യത്യാസം പരിശോധിക്കാം.

കൃത്യമായും താപഗതികത്തിന്റെ കാഴ്ചപ്പാടിൽ ഉഭയദിശീയം എന്നത് ഒരു പ്രത്യേകരീതിയിൽ പ്രക്രിയ നടത്തുന്നതിനെയാണ്. ഇവിടെ എല്ലാ സമയത്തും വ്യൂഹവും ചുറ്റുപാടും തമ്മിൽ പൂർണമായും സന്തുലനത്തിലായിരിക്കും. ഒരു രാസപ്രവർത്തനത്തിലേക്ക് ഈ സങ്കല്പം പ്രയോഗിക്കേണ്ടിവരുമ്പോൾ, രാസപ്രവർത്തനം രണ്ടുദിശയിലേക്കും ഒരേ സമയം നടക്കുമെന്നാണർഥം. അവിടെ ഒരു ഗതിക സന്തുലനം രൂപപ്പെടുന്നു. ഇതുകൊണ്ടുദ്ദേശിക്കുന്നത്, രണ്ട് ദിശകളിലേക്കുമുള്ള പ്രക്രിയകൾ നടക്കുമ്പോൾ സ്വതന്ത്ര ഊർജം കുറയുന്നുവെന്നാണ്. എന്നാൽ ഇത് സാധ്യമല്ലെന്ന് തോന്നിയേക്കാം. സന്തുലനത്തിലെത്തുമ്പോൾ വ്യൂഹത്തിന്റെ സ്വതന്ത്ര ഊർജം ഏറ്റവും കുറവാണെങ്കിൽ മാത്രമേ ഇത് സംഭവിക്കൂ. മറിച്ചായാൽ വ്യൂഹം സ്വയംപ്രവർത്തിതമായി (spontaneous), കുറഞ്ഞ സ്വതന്ത്ര ഊർജമുള്ള വിന്യാസ (configuration) ത്തിലേക്ക് മാറും.

അതിനാൽ $A + B \rightleftharpoons C + D$ എന്ന സന്തുലനത്തിനെ സംബന്ധിച്ച മാനദണ്ഡം,

$\Delta_r G = 0$ എന്നതാണ്.

എല്ലാ അഭികാരകങ്ങളും ഉല്പന്നങ്ങളും പ്രമാണാവസ്ഥകളിലായിരിക്കുമ്പോഴുള്ള ഒരു പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിന്റെ ഗിബ്സ് ഊർജം, $\Delta_r G^{\ominus}$ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കവുമായി ചുവടെ ചേർത്തിട്ടുള്ളതുപോലെ ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു:

$$0 = \Delta_r G^{\ominus} + RT \ln K$$

അഥവാ, $\Delta_r G^{\ominus} = -RT \ln K$

$$\text{അഥവാ, } \Delta_r G^{\ominus} = -2.303\, RT \log K \qquad (6.23)$$

കൂടാതെ,

$$\Delta_r G^{\ominus} = \Delta_r H^{\ominus} - T\Delta_r S^{\ominus} = -RT \ln K \qquad (6.24)$$

ശക്തിയേറിയ താപശോഷകപ്രവർത്തനങ്ങളെ

സംബന്ധിച്ച് $\Delta_r H^\circ$ ന്റെ മൂല്യം വളരെക്കൂടുതലും പോസിറ്റീവും ആയിരിക്കും. ഇത്തരം പ്രക്രിയകളുടെ K മൂല്യം 1 നേക്കാൾ വളരെക്കുറവായിരിക്കുമെന്നതിനാൽ ധാരാളം ഉല്പന്നം ഉണ്ടാകാനുള്ള സാധ്യതയില്ല. താപമോചകപ്രവർത്തനങ്ങളെ സംബന്ധിച്ച് $\Delta_r H^\circ$ മൂല്യം കൂടുതലും, നെഗറ്റീവും ആയിരിക്കും. അതുകൊണ്ട് $\Delta_r G^\circ$ വളരെക്കൂടുതലും, നെഗറ്റീവും ആയിരിക്കും. ഇവിടെ K മൂല്യം 1 നേക്കാൾ വളരെക്കൂടുതലായിരിക്കും. അതായത് ശക്തിയേറിയ താപമോചകപ്രക്രിയകളുടെ K മൂല്യം വളരെ കൂടുതലായിരിക്കുമെന്ന് പ്രതീക്ഷിക്കാം. അതിനാൽ അത്തരം പ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങൾ ഏകദേശം പൂർണ്ണതയിലേക്കെത്തുന്നു. പ്രതിപ്രവർത്തന എൻട്രോപ്പി കണക്കിലെടുക്കേണ്ട സന്ദർഭങ്ങളിൽ, $\Delta_r G^\circ$ യുടെ മൂല്യം $\Delta_r S^\circ$ യെയും ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. അതിനാൽ K യുടെ മൂല്യം അഥവാ പ്രതിപ്രവർത്തനം എത്രമാത്രം നടക്കും എന്നത്, $\Delta_r S^\circ$ പോസിറ്റീവാണോ നെഗറ്റീവാണോ എന്നതിനെക്കൂടി ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു.

സമവാക്യം (6.24)-ൽ നിന്ന്

(i) ലാഭകരമായ അളവിൽ ഉല്പന്നങ്ങൾ ലഭ്യമാകുന്നതു സംബന്ധിച്ച്, K യുടെ മൂല്യം മുൻകൂട്ടി അറിയുന്നതിനുവേണ്ടി ΔH°, ΔS°, എന്നിവയുടെ വിലകളിൽ നിന്ന് ΔG° കണക്കാക്കാൻ കഴിയുന്നു.

(ii) K മൂല്യം പരീക്ഷണശാലയിൽ നേരിട്ട് കണ്ടെത്തിയാൽ, ഏത് താപനിലയിലുമുള്ള ΔG° മൂല്യം കണക്കാക്കാൻ കഴിയും.

പ്രശ്നം 6.12

298 K -ൽ ഓക്സിജനെ ഓസോൺ ആക്കിമാറ്റുന്ന പ്രവർത്തനം ഇതാണ്. $3/2\ O_2(g) \rightarrow O_3(g)$. ഇവിടെ K_p മൂല്യം 2.47×10^{-29}, ആണെങ്കിൽ $\Delta_r G^\circ$ കണക്കാക്കുക.

ഉത്തരം

$$\Delta_r G^\circ = -2.303\ RT \log K_p$$

$$R = 8.314\ JK^{-1}\ mol^{-1}$$

$$\therefore \Delta_r G^\circ = -2.303\ (8.314\ J K^{-1}\ mol^{-1}) \times (298\ K)\ (\log 2.47 \times 10^{-29})$$

$$= 163000\ J\ mol^{-1}$$

$$= 163\ kJ\ mol^{-1}.$$

പ്രശ്നം 6.13

298 K -ൽ താഴെത്തന്നിട്ടുള്ള പ്രക്രിയയുടെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം കണക്കാക്കുക.

$$2NH_3(g) + CO_2(g) \quad NH_2CONH_2(aq) + H_2O(l)$$

പ്രാമാണിക ഗിബ്സ് ഊർജവ്യത്യാസം, $\Delta_r G^\ominus$ ഈ താപനിലയിൽ $-13.6\ kJ\ mol^{-1}$ ആകുന്നു.

ഉത്തരം

$$\log K = \frac{-\Delta_r G^\circ}{2.303\ RT}$$

$$= \frac{(-13.6 \times 10^3\ J\ mol^{-1})}{2.303\ (8.314\ JK^{-1}\ mol^{-1})\ (298\ K)}$$

$$= 2.38$$

$$\therefore K = \text{antilog}\ (2.38) = 2.4 \times 10^2.$$

പ്രശ്നം 6.14

$60^\circ C$ -ൽ ഡൈനൈട്രജൻ ടെട്രോക്സൈഡ് അമ്പത് ശതമാനം വിഘടിക്കുന്നു. ഈ താപനിലയിലും 1atm മർദത്തിലും, പ്രാമാണിക സ്വതന്ത്ര ഊർജവ്യത്യാസം കണക്കാക്കുക.

ഉത്തരം

$$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$$

N_2O_4 അമ്പത് ശതമാനം വിഘടിച്ചിരിക്കുന്നതിനാൽ, പദാർഥങ്ങളുടെ മോൾഭിന്നങ്ങൾ താഴെ കാണിച്ചിരിക്കുന്നതുപോലെ കണക്കാക്കാം.

$$x_{N_2O_4} = \frac{1 - 0.5}{1 + 0.5}\ ;\ x_{NO_2} = \frac{2 \times 0.5}{1 + 0.5}$$

$$p_{N_2O_4} = \frac{0.5}{1.5} \times 1\ atm,$$

$$p_{NO_2} = \frac{1}{1.5} \times 1\ atm.$$

സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം,

$$K_p = \frac{(p_{NO_2})^2}{p_{N_2O_4}} = \frac{1.5}{(1.5)^2\ (0.5)}$$

$$= 1.33\ atm.$$

$$\Delta_r G^\ominus = -RT \ln K_p$$

$$\Delta_r G^\ominus = (-8.314\ JK^{-1}\ mol^{-1}) \times (333\ K) \times (2.303) \times (0.1239)$$

$$= -763.8\ kJ\ mol^{-1}$$

സംഗ്രഹം

താപഗതികം കൈകാര്യം ചെയ്യുന്നത് രാസഭൗതികപ്രക്രിയകൾ നടക്കുമ്പോഴുണ്ടാകുന്ന ഊർജ്ജ വ്യത്യാസങ്ങളെയാണ്. തന്മൂലം ഈ പ്രക്രിയകളെ പരിമാണികമായി പഠിക്കുന്നതിനും ഫലപ്രദമായ പ്രവചനങ്ങൾ നടത്തുന്നതിനും സാധ്യമാകുന്നു. ഇതിനായി നമുക്ക്, പ്രപഞ്ചത്തെ വ്യൂഹം, ചുറ്റുപാട് എന്നിങ്ങനെ രണ്ടായി വിഭജിക്കുന്നു. രാസ, ഭൗതികപ്രക്രിയകൾ നടക്കുമ്പോൾ ബഹിർഗമിക്കുന്ന അഥവാ സ്വീകരിക്കപ്പെടുന്ന താപ (q) ത്തിന്റെ ഒരു ഭാഗം പ്രവൃത്തിയായി മാറ്റപ്പെടുന്നു. താപഗതികത്തിന്റെ ഒന്നാം നിയമം $\Delta U = q + w$ വഴി ഇവയെല്ലാം തമ്മിൽ ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. ആന്തരികോർജ്ജത്തിലെ വ്യത്യാസം, വ്യൂഹത്തിന്റെ ആദ്യ, അവസാനാവസ്ഥകളെ മാത്രം ആശ്രയിക്കുന്ന ഗുണമാണ്. അതിനാൽ അത് അവസ്ഥാഗുണമാണ്. എന്നാൽ q, w എന്നിവ പ്രക്രിയനടക്കുന്ന മാർഗത്തെ ആശ്രയിക്കുന്നതിനാൽ അവസ്ഥാഗുണങ്ങളല്ല. q, w എന്നിവയുടെ ചിഹ്നങ്ങൾ സംബന്ധിച്ച് ചില പരമ്പരാഗതരീതികളുണ്ട്. ഇവ വ്യൂഹത്തിലേക്ക് ചേർക്കപ്പെടുകയാണെങ്കിൽ ചിഹ്നം പോസിറ്റീവ് ആയിരിക്കും. ഒരു വ്യൂഹത്തിൽ നിന്ന് മറ്റൊന്നിലേക്ക് താപം വിനിമയം ചെയ്യുമ്പോഴുണ്ടാകുന്ന താപനിലയിലെ വ്യത്യാസം അളക്കാൻ കഴിയും. താപനിലയിലുണ്ടാകുന്ന വർധനവിന്റെ തോത് പദാർഥത്തിന്റെ താപധാരിത (C) യെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. അതുകൊണ്ട്, ബഹിർഗമിക്കുന്ന അഥവാ സ്വീകരിക്കപ്പെടുന്ന താപം, $q = C\Delta T$. വാതകങ്ങളുടെ വികാസപ്രക്രിയ സംബന്ധിച്ച് പ്രവൃത്തിയുടെ അളവ്, ($w= -p_{ex}\Delta V$) ഉത്ക്രമണീയ പ്രക്രിയയാണെങ്കിൽ, വ്യാപ്തത്തിലുണ്ടാകുന്ന നാമമാത്രമാറ്റങ്ങൾക്കായി $p_{ex}= p$ എന്നു ചേർക്കുന്നു; ഒപ്പം $w_{rev} = - p\ dV$. ഈ സാഹചര്യത്തിൽ നമുക്ക് ആദർശവാതകസമവാക്യം $pV = nRT$ ഉപയോഗിക്കാൻ കഴിയും.

സ്ഥിരവ്യാപ്തത്തിൽ $w=0$ ആയതുകൊണ്ട് $\Delta U = q_V$ ആകും. q_V എന്നത് സ്ഥിരവ്യാപ്തത്തിൽ വിനിമയം ചെയ്യപ്പെടുന്ന താപമാണ്. പക്ഷേ, രാസപ്രവർത്തനങ്ങളെപ്പറ്റി പഠിക്കുമ്പോൾ സ്ഥിരമർദ സാഹചര്യങ്ങളും ഉണ്ടാകാറുണ്ട്. ഇവിടെ നാം മറ്റൊരു അവസ്ഥാഗുണമായ എൻഥാൽപിയെ നിർവചിക്കുന്നു. എൻഥാൽപിവ്യത്യാസം $\Delta H = \Delta U + \Delta n_g RT$ എന്നത്, സ്ഥിരമർദത്തിലെ താപവ്യത്യാസം, $\Delta H = q_p$-യിൽ നിന്ന് നേരിട്ട് കണ്ടെത്താം.

എൻഥാൽപിവ്യത്യാസങ്ങൾ വ്യത്യസ്തതരത്തിലുണ്ട്. ദ്രവീകരണം, ബാഷ്പീകരണം, ഉത്പതനം തുടങ്ങി പ്രാവസ്ഥാമാറ്റങ്ങളെല്ലാം സാധാരണയായി സ്ഥിരതാപനിലയിലാണ് സംഭവിക്കുന്നത്. അവയുടെ എൻഥാൽപി വ്യത്യാസങ്ങൾ എപ്പോഴും പോസിറ്റീവ് ആയിരിക്കും. രൂപീകരണ എൻഥാൽപി, ജ്വലന എൻഥാൽപി തുടങ്ങി വിവിധങ്ങളായ എൻഥാൽപി വ്യത്യാസങ്ങൾ ഹെസ്സ് നിയമം ഉപയോഗിച്ച് കണക്കാക്കാം. ഒരു രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ എൻഥാൽപിവ്യത്യാസം താഴെ കാണിച്ചിരിക്കുന്നതുപോലെ കണക്കാക്കാം.

$$\Delta_r H = \sum_f \left(a_i \Delta_f H_{ഉത്പന്നങ്ങൾ}\right) - \sum_i \left(b_i \Delta_f H_{അഭികാരകങ്ങൾ}\right)$$

വാതകാവസ്ഥയിലാണെങ്കിൽ:

$\Delta_r H^\ominus = \Sigma$ അഭികാരകങ്ങളുടെ ബന്ധനഎൻഥാൽപി $- \Sigma$ ഉത്പന്നങ്ങളുടെ ബന്ധനഎൻഥാൽപി.

താപഗതികത്തിന്റെ ഒന്നാംനിയമം, രാസപ്രവർത്തനദിശ സംബന്ധിച്ച വിവരം നൽകുന്നില്ല. അതായത് എന്താണ് ഒരു രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ നിയന്ത്രണശക്തി എന്നത് സംബന്ധിച്ച് ഒന്നാം നിയമം മൗനം പാലിക്കുന്നു. ഒറ്റപ്പെട്ട വ്യൂഹങ്ങളെസംബന്ധിച്ച് $\Delta U = 0$ ആകുന്നു. ഇവിടെ മറ്റൊരു അവസ്ഥാഗുണമായ എൻട്രോപ്പി (S) യെ നിർവചിക്കുന്നു. ഒരു വ്യൂഹത്തിലെ ക്രമരാഹിത്യം എത്രമാത്രമുണ്ടെന്നതാണ് എൻട്രോപ്പി കൊണ്ടർഥമാക്കുന്നത്. ഒരു സ്വയംപ്രവർത്തിത (spontaneous) പ്രക്രിയയെ സംബന്ധിച്ച് ആകെ എൻട്രോപ്പിവ്യത്യാസം പോസിറ്റീവ് ആയിരിക്കും. അങ്ങനെ, ഒരു ഒറ്റപ്പെട്ട വ്യൂഹത്തെ സംബന്ധിച്ച് $\Delta U = 0$, $\Delta S > 0$, അതായത്, ഒരു സ്വയംപ്രവർത്തിതപ്രക്രിയയെ സംബന്ധിച്ച സൂചന എൻട്രോപ്പിവ്യത്യാസത്തിൽ നിന്ന് ലഭിക്കുമ്പോൾ, ഊർജവ്യത്യാസത്തിൽ

നിന്ന് അത് ലഭിക്കുന്നില്ല. എൻട്രോപ്പി വ്യത്യാസം കണക്കാക്കാൻ $\Delta S = \frac{q_{rev}}{T}$ (ഒരു ഉത്ക്രമണീയ പ്രക്രിയയ്ക്ക്) എന്ന സമവാക്യം ഉപയോഗിക്കാം. ഇത് പ്രക്രിയയുടെ മാർഗത്തെ ആശ്രയിക്കുന്നില്ല.

രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾ സാധാരണയായി സ്ഥിരമർദത്തിലാണ് നടക്കുന്നത്. സ്ഥിരമർദത്തിലും താപനിലയിലുമുള്ള പ്രക്രിയകളെ സംബന്ധിച്ച്, നാം പുതിയ ഒരു അവസ്ഥാഫലനം, ഗിബ്സ് ഊർജം (G) നിർവചിക്കുന്നു. ഇത് എൻട്രോപ്പി, എൻഥാൽപി വ്യത്യാസങ്ങൾ എന്നിവയുമായി $\Delta_r G = \Delta_r H - T\,\Delta_r S$ എന്ന സമവാക്യത്താൽ ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു.

സ്വയംപ്രവർത്തിതപ്രക്രിയകൾക്ക്, $\Delta G_{sys} < 0$ ആയിരിക്കും. സന്തുലനത്തിൽ അത്, $\Delta G_{sys} = 0$ എന്നാകും.

പ്രമാണഗിബ്സ് ഊർജവ്യത്യാസം സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കവുമായി ഉള്ള ബന്ധം സൂചിപ്പിക്കുന്ന സമവാക്യമാണ്.

$$\Delta_r G^\circ = -RT \ln K.$$

ഈ സമവാക്യത്തിൽ നിന്ന് K യുടെ മൂല്യം കണക്കാക്കാം. $\Delta_r G^0$ എന്നതിന്റെ വില $\Delta_r G^0 = \Delta_r H^0 - T\Delta_r S^0$ എന്നതിൽ നിന്ന് കണ്ടെത്താം. താപനില ഈ സമവാക്യത്തിൽ ഒരു പ്രധാന ഘടകമാണ്. എൻട്രോപ്പി പോസിറ്റീവ് ആണെങ്കിൽ താഴ്ന്ന താപനിലയിൽ സ്വയംപ്രവർത്തിതമല്ലാത്ത (nonspontaneous) പല പ്രക്രിയകളും, ഉയർന്ന താപനിലയിൽ, സ്വയംപ്രവർത്തിതമായി (spontaneous) സംഭവിക്കുന്നു.

പരിശീലന ചോദ്യങ്ങൾ

6.1 ശരിയായ ഉത്തരം തെരഞ്ഞെടുക്കുക. ഒരു താപഗതികാവസ്ഥാഫലനം എന്നത്;

(i) താപവ്യത്യാസങ്ങൾ കണ്ടെത്താൻ ഉപയോഗിക്കുന്നു,

(ii) അതിന്റെ മൂല്യം പ്രക്രിയയുടെ മാർഗത്തെ ആശ്രയിക്കാത്തതാണ്,

(iii) മർദ-വ്യാപ്ത പ്രവൃത്തി അളക്കാനുപയോഗിക്കുന്നു,

(iv) താപനിലയെ മാത്രം ആശ്രയിക്കുന്ന മൂല്യമുള്ളതാണ്.

6.2 രുദ്ധതാപ (adiabatic) സാഹചര്യങ്ങളിൽ ഒരു പ്രക്രിയ നടക്കണമെങ്കിൽ, ശരിയായ സാഹചര്യം

(i) $\Delta T = 0$

(ii) $\Delta p = 0$

(iii) $q = 0$

(iv) $w = 0$

6.3 പ്രമാണാവസ്ഥയിൽ എല്ലാ മൂലകങ്ങളുടെയും എൻഥാൽപികൾ

(i) ഏകം

(ii) പൂജ്യം

(iii) < 0

(iv) ഓരോ മൂലകത്തിനും വ്യത്യസ്തമായിരിക്കും

6.4 $\Delta U^\ominus$ ന്റെ മൂല്യം മീഥെയ്‌ന്റെ ജ്വലനത്തിന് $-X\ kJ\ mol^{-1}$ ആണ്. $\Delta H^\ominus$ ന്റെ മൂല്യം:

(i) $= \Delta U^\ominus$

(ii) $> \Delta U^\ominus$

(iii) $< \Delta U^\ominus$

(iv) $= 0$

6.5 298 K-ൽ മീഥെയ്ൻ, ഗ്രാഫൈറ്റ്, ഡൈഹൈഡ്രജൻ എന്നിവയുടെ ജ്വലന എൻഥാൽപികൾ യഥാക്രമം $-890.3\ kJ\ mol^{-1}$, $-393.5\ kJ\ mol^{-1}$, $-285.8\ kJ\ mol^{-1}$ എന്നിങ്ങനെയാണ്. CH_4 ന്റെ രൂപീകരണഎൻഥാൽപി എത്രയായിരിക്കും.

(i) $-74.8\ kJ\ mol^{-1}$ (ii) $-52.27\ kJ\ mol^{-1}$

(iii) $+74.8\ kJ\ mol^{-1}$ (iv) $+52.26\ kJ\ mol^{-1}$.

6.6 $A + B \rightarrow C + D + q$ എന്ന പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിന്റെ എൻട്രോപ്പിവ്യത്യാസം പോസിറ്റീവാണ്. ആ പ്രതിപ്രവർത്തനം:

(i) ഉയർന്ന താപനിലയിൽ സാധ്യമാണ്,

(ii) താഴ്ന്ന താപനിലയിൽ മാത്രമേ സാധ്യമാവുകയുള്ളൂ,

(iii) ഒരു താപനിലയിലും സാധ്യമല്ല.

(iv) ഏതു താപനിലയിലും സാധ്യമാണ്.

6.7 ഒരു പ്രക്രിയയിൽ, വ്യൂഹം 701 J താപം സ്വീകരിക്കുന്നതിനോടൊപ്പം 394 J പ്രവൃത്തി ചെയ്യുന്നു. ആ പ്രക്രിയയുടെ ആന്തരികോർജവ്യത്യാസം എത്ര?

6.8 ഒരു ബോംബ് കലോറിമീറ്ററിൽ സയനമൈഡും (NH_2CN) ഡൈഓക്സിജനും തമ്മിലുള്ള പ്രതിപ്രവർത്തനം നടത്തുന്നു. 298 K-ൽ ΔUന്റെ വില $-742.7\ kJ\ mol^{-1}$ എന്നു കണ്ടെത്തി. 298 K ആ പ്രക്രിയയുടെ എൻഥാൽപിവ്യത്യാസം കണക്കാക്കുക.

$$NH_2CN(g) + \frac{3}{2}O_2(g) \rightarrow N_2(g) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

6.9 ഒരു അലുമിനിയത്തിന്റെ താപനില 35°C ൽ നിന്ന് 55°C ലേക്ക് ഉയർത്തുന്നതിന് എത്ര kJ താപം ആവശ്യമാണ്? Al ന്റെ മോളാർതാപധാരിത $24\ J\ mol^{-1}\ K^{-1}$ ആണ്.

6.10 10.0°C -ൽ ഉള്ള 1.0 മോൾജലം −10.0°C ലുള്ള ഐസ് ആക്കിമാറ്റുന്നതിന് ആവശ്യമായ എൻഥാൽപിവ്യത്യാസം കണക്കാക്കുക. $\Delta_{fus}H = 6.03\ kJ\ mol^{-1}$ at 0°C.

$C_p[H_2O(l)] = 75.3\ J\ mol^{-1}\ K^{-1}$

$C_p[H_2O(s)] = 36.8\ J\ mol^{-1}\ K^{-1}$

6.11 കാർബൺ CO_2 ആക്കി മാറ്റുന്നതിനുള്ള ജ്വലനഎൻഥാൽപി $-393.5\ kJ\ mol^{-1}$ ആണ്. കാർബൺ, ഡൈഓക്സിജൻ എന്നിവയിൽ നിന്ന് 35.2 g CO_2 ഉണ്ടാകുമ്പോൾ സ്വതന്ത്രമാക്കപ്പെടുന്ന താപത്തിന്റെ അളവ് കണക്കാക്കുക.

6.12 $CO(g)$, $CO_2(g)$, $N_2O(g)$, $N_2O_4(g)$ എന്നിവയുടെ രൂപീകരണഎൻഥാൽപികൾ യഥാക്രമം −110, − 393, 81 , 9.7 $kJ\ mol^{-1}$ എന്നിങ്ങനെയാണ്. ചുവടെ ചേർത്തിട്ടുള്ള പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിന്റെ $\Delta_r H$ കണക്കാക്കുക.

$$N_2O_4(g) + 3CO(g) \rightarrow N_2O(g) + 3CO_2(g)$$

6.13 ചുവടെ ചേർത്തിട്ടുള്ളത് ശ്രദ്ധിക്കുക.

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)\ ;\ \Delta_r H^\ominus = -92.4\ kJ\ mol^{-1}$$

അമോണിയാവാതകത്തിന്റെ പ്രമാണ രൂപീകരണ എൻഥാൽപി എത്രയാണ്?

6.14 താഴെ നൽകിയിട്ടുള്ള ദത്തങ്ങളിൽ നിന്ന് $CH_3OH(l)$ ന്റെ പ്രമാണികരൂപീകരണ എൻഥാൽപി കണക്കാക്കുക.

$$CH_3OH\,(l) + \frac{3}{2}\,O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(l)\ ;\ \Delta_r H^{\ominus} = -726\ kJ\ mol^{-1}$$

$$C(\text{ഗ്രാഫൈറ്റ്}, s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)\ ;\ \Delta_c H^{\ominus} = -393\ kJ\ mol^{-1}$$

$$H_2(g) + \frac{1}{2}\,O_2(g) \rightarrow H_2O(l)\ ;\ \Delta_f H^{\ominus} = -286\ kJ\ mol^{-1}.$$

6.15 $CCl_4(g) \rightarrow C(g) + 4\,Cl(g)$ എന്ന പ്രക്രിയയുടെ എൻഥാൽപിവ്യത്യാസം കണക്കാക്കുക. കൂടാതെ $CCl_4(g)$-ലെ $C - Cl$ ബന്ധനത്തിന്റെ ബന്ധനഎൻഥാൽപിയും കണക്കാക്കുക.

$\Delta_{vap} H^{\ominus}(CCl_4) = 30.5\ kJ\ mol^{-1}$.

$\Delta_f H^{\ominus}\,(CCl_4) = -135.5\ kJ\ mol^{-1}$.

$\Delta_a H^{\ominus}\,(C) = 715.0\ kJ\ mol^{-1}$, $\Delta_a H^{\ominus}$ ആറ്റമീകരണ എൻഥാൽപി

$\Delta_a H^{\ominus}\,(Cl_2) = 242\ kJ\ mol^{-1}$

6.16 ഒരു ഒറ്റപ്പെട്ട വ്യൂഹത്തിന് $\Delta U = 0$, ΔS ന്റെ വില എന്തായിരിക്കും?

6.17 298 K ൽ $2A + B \rightarrow C$ എന്ന പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിന്റെ $\Delta H = 400\ kJ\ mol^{-1}$ and $\Delta S = 0.2\ kJ\ K^{-1}\ mol^{-1}$. ഈ പ്രക്രിയ സ്വയംപ്രവർത്തിതമാകുന്നത് (spontaneous) ഏത് താപനിലയിലാണ്? ΔH, ΔS എന്നിവ ഈ താപനില പരിധിയിൽ സ്ഥിരമായിരിക്കുമെന്ന് കരുതുക.

6.18 $2\,Cl(g) \rightarrow Cl_2(g)$ എന്നതിന്, ΔH, ΔS എന്നിവയുടെ ചിഹ്നങ്ങൾ എന്തായിരിക്കും?

6.19 $2\,A(g) + B(g) \rightarrow 2D(g)$

$\Delta U^{\ominus} = -10.5\ kJ$ and $\Delta S^{\ominus} = -44.1\ J\ K^{-1}$.

ഇതിന്റെ $\Delta G^{\ominus}$ കണക്കാക്കുക. ഈ പ്രക്രിയ സ്വയംപ്രവർത്തിതമായിരിക്കുമോ എന്ന് പ്രവചിക്കുക.

6.20 ഒരു പ്രതിപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം 10 ആണ്. $\Delta G^{\ominus}$ ന്റെ വില എത്രയായിരിക്കും? $R = 8.314\ JK^{-1}\ mol^{-1}$, $T = 300\ K$.

6.21 $NO(g)$ ന്റെ താപഗതികസ്ഥിരതയെ സംബന്ധിച്ച് പരാമർശിക്കുക.

$$\frac{1}{2}\,N_2(g) + \frac{1}{2}\,O_2(g) \rightarrow NO(g)\ ;\ \Delta_r H^{\ominus} = 90\ kJ\ mol^{-1}$$

$$NO(g) + \frac{1}{2}\,O_2(g) \rightarrow NO_2(g)\ ;\ \Delta_r H^{\ominus} = -74\ kJ\ mol^{-1}$$

6.22 1.00 മോൾ $H_2O(l)$ പ്രമാണസാഹചര്യങ്ങളിൽ രൂപം കൊള്ളുമ്പോൾ, ചുറ്റുപാടിനുണ്ടാകുന്ന എൻട്രോപ്പിവ്യത്യാസം കണക്കാക്കുക. $\Delta_f H^{\ominus} = -286\ kJ\ mol^{-1}$.

യൂണിറ്റ് 7

സന്തുലനം

ലക്ഷ്യങ്ങൾ

ഈ യൂണിറ്റ് പഠിക്കുന്നതിലൂടെ

- ഭൗതിക – രാസ പ്രക്രിയകളിൽ ഉൾപ്പെട്ടിരിക്കുന്ന സന്തുലനത്തിന്റെ ഗതിക സ്വഭാവം കണ്ടെത്താൻ കഴിയും.
- സന്തുലന നിയമം പ്രസ്താവിക്കാൻ കഴിയും.
- ഭൗതിക - രാസ പ്രക്രിയകളിൽ ഉൾപ്പെട്ടിരിക്കുന്ന സന്തുലനങ്ങളുടെ സവിശേഷതകൾ വിശദീകരിക്കാൻ സാധിക്കും.
- സന്തുലന സ്ഥിരാങ്കങ്ങൾക്കുള്ള സമവാക്യം എഴുതാൻ കഴിയും.
- K_p യും K_c യും തമ്മിലുള്ള ബന്ധം സ്ഥാപിക്കാൻ കഴിയും.
- ഒരു രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലനാവസ്ഥയെ സ്വാധീനിക്കുന്ന വ്യത്യസ്ത ഘടകങ്ങൾ വിശദീകരിക്കാൻ കഴിയുന്നു.
- അറീനിയസ്, ബ്രോൺസ്റ്റഡ് - ലൗറി, ലൂയിസ് സങ്കല്പനങ്ങൾ പ്രകാരം പദാർത്ഥങ്ങളെ അമ്ലങ്ങൾ അല്ലെങ്കിൽ ക്ഷാരങ്ങളായി വർഗീകരിക്കാൻ കഴിയുന്നു.
- അയോണിക സ്ഥിരാങ്കങ്ങളുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ അമ്ലങ്ങളെയും ക്ഷാരങ്ങളെയും പ്രബലമെന്നും ദുർബലമെന്നും വർഗീകരിക്കാൻ കഴിയുന്നു.
- ഒരു ഇലക്ട്രോലൈറ്റിന്റെ അയോണീകരണ തോത് ആ ഇലക്ട്രോലൈറ്റ്, പൊതു അയോൺ എന്നിവയുടെ ഗാഢതയെ എപ്രകാരം ആശ്രയിക്കുന്നുവെന്ന് വിശദീകരിക്കാൻ കഴിയും.
- ഹൈഡ്രജൻ അയോൺ ഗാഢതയെ പ്രതിനിധീകരിക്കുന്ന **pH** തോത് വിവരിക്കാൻ കഴിയും.
- ജലത്തിന്റെ അയോണീകരണം, അമ്ലമായും ക്ഷാരമായും പ്രവർത്തിക്കാൻ കഴിയുന്ന അതിന്റെ ദ്വി സ്വഭാവം എന്നിവ വിശദീകരിക്കാൻ കഴിയും.
- ജലത്തിന്റെ അയോണീകരണഫലം K_w, pK_w എന്നിവ വിവരിക്കാൻ സാധിക്കുന്നു.
- ബഫർ ലായനിയുടെ ഉപയോഗം വിവേചിച്ചറിയാൻ സാധിക്കും.
- ലേയത്വ ഗുണനഫല സ്ഥിരാങ്കം കണക്കാക്കാനാകുന്നു.

നിരവധി ജൈവ- പാരിസ്ഥിതികപ്രക്രിയകളിൽ രാസസന്തുലനങ്ങൾക്ക് പ്രാധാന്യമുണ്ട്. ഉദാഹരണമായി, ഓക്സിജൻ തന്മാത്രകളും ഹീമോഗ്ലോബിനും ഉൾപ്പെട്ട സന്തുലനാവസ്ഥകൾ ശ്വാസകോശത്തിൽ നിന്ന് ഓക്സിജനെ പേശികളിലേക്ക് വിതരണം നടത്തുന്നതിന് വളരെ നിർണായകപങ്ക് വഹിക്കുന്നു. CO - തന്മാത്രകളും ഹീമോഗ്ലോബിനും ഉൾപ്പെട്ട സന്തുലനാവസ്ഥയാണ് CO - യുടെ വിഷലിപ്തതയ്ക്ക് കാരണം.

ഒരു അടച്ച പാത്രത്തിലുള്ള ദ്രാവകം ബാഷ്പീകരിക്കപ്പെടുമ്പോൾ, താരതമ്യേന ഉയർന്ന ഗതികോർജമുള്ള തന്മാത്രകൾ ദ്രാവകോപരിതലത്തിൽ നിന്ന് വാതകാവസ്ഥയിലേക്ക് കടക്കുകയും, വാതകാവസ്ഥയിൽ നിന്ന് ദ്രാവകോപരിതലത്തിലേക്ക് വന്നിടിക്കുന്ന ദ്രാവകതന്മാത്രകൾ ദ്രാവകാവസ്ഥയിൽ തന്നെ നിലനിർത്തപ്പെടുകയും ചെയ്യുന്നു. തുടർന്ന്, ദ്രാവകാവസ്ഥയിൽ നിന്ന് വിട്ടുപോകുന്നതും ദ്രാവകാവസ്ഥയിലേക്ക് തിരിച്ചുവരുന്നതും ആയ തന്മാത്രകളുടെ എണ്ണം തുല്യമാകുകയും അതിന്റെ ഫലമായി സ്ഥിരബാഷ്പമർദം ഉടലെടുക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. ഈ അവസ്ഥയിൽ **വ്യൂഹം സന്തുലനാവസ്ഥയിൽ** എത്തിച്ചേർന്നതായി പറയാം. ഈ അവസ്ഥ നിശ്ചലമല്ലെന്നു മാത്രമല്ല ധാരാളം പ്രവർത്തനങ്ങൾ ദ്രാവക-ബാഷ്പാതിർത്തിയിൽ നടക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. അതായത്, സന്തുലനാവസ്ഥയിൽ ബാഷ്പീകരണത്തിന്റെ തോതും സാന്ദ്രീകരണത്തിന്റെ തോതും തുല്യമായിരിക്കും. അതിനെ ഇങ്ങനെ സൂചിപ്പിക്കാം:

$$H_2O\,(l) \rightleftharpoons H_2O\,(vap)$$

ഒരു ജോടി അർധശരചിഹ്നങ്ങളാൽ ഈ പ്രക്രിയകൾ ഇരുവശത്തേക്കും ഒരേ സമയം നടന്നുകൊണ്ടിരിക്കുന്നതായി സൂചിപ്പിക്കുന്നു. സന്തുലനാവസ്ഥയിലുള്ള അഭികാരകത്തിന്റെയും ഉൽപ്പന്നത്തിന്റെയും മിശ്രിതത്തെ **സന്തുലനമിശ്രിതമെന്നു** വിളിക്കുന്നു.

ഭൗതികപ്രക്രിയകൾക്കും രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾക്കും സന്തുലനം കൈവരിക്കാൻ സാധിക്കും. അഭികാരങ്ങളുടെ സ്വഭാവം, പരീക്ഷണ സാഹചര്യങ്ങൾ എന്നിവയ്ക്കനുസരിച്ച് രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾ വേഗത്തിലോ മന്ദഗതിയിലോ നടക്കാം. നിശ്ചിത താപനിലയിൽ ഒരു അടഞ്ഞ പാത്രത്തിൽ അഭികാരകങ്ങൾ പ്രവർത്തിച്ച് ഉൽപ്പന്നങ്ങളാകുമ്പോൾ, കുറച്ച് സമയത്തേക്ക് അഭികാരകങ്ങളുടെ ഗാഢത കുറയുകയും ഉത്പന്നങ്ങളുടെ ഗാഢത വർധിക്കുകയും അതിനുശേഷം അഭികാരത്തിന്റെയും ഉൽപ്പന്നത്തിന്റെയും ഗാഢത മാറ്റമില്ലാതെ തുടരുകയും ചെയ്യുന്നു. വ്യൂഹ

ത്തിന്റെ ഈ അവസ്ഥയാണ് **ഗതികസന്തുലനം (dynamic equilibrium)** അവിടെ പുരോ - പശ്ചാത് പ്രവർത്തനങ്ങളുടെ നിരക്ക് തുല്യമായിരിക്കും. ഈ ഗതികസന്തുലനം മൂലമാണ് രാസമിശ്രിതത്തിലെ വ്യത്യസ്ത ഘടകങ്ങളുടെ ഗാഢത മാറ്റമില്ലാതെ തുടരുന്നത്. സന്തുലനാവസ്ഥയിലെത്തുന്നതു വരെ രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾ എത്രത്തോളം നടന്നു എന്നതിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ, അവയെ മൂന്നായി തിരിക്കാം.

(i) ഏകദേശം പൂർണതയിലെത്തിയതും നാമമാത്രഗാഢതയിൽ അഭികാരകങ്ങൾ അവശേഷിക്കുന്നതുമായ രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾ. ഇത്തരത്തിലുള്ള രാസപ്രവർത്തനങ്ങളിൽ പരീക്ഷണത്തിലൂടെ അഭികാരകങ്ങളുടെ സാന്നിധ്യം എല്ലായ്പ്പോഴും കണ്ടെത്താനാകണമെന്നില്ല.

(ii) സന്തുലനാവസ്ഥയിൽ, വളരെക്കുറച്ചുമാത്രം ഉത്പന്നങ്ങൾ കാണപ്പെടുകയും ഭൂരിഭാഗം അഭികാരകങ്ങളും മാറ്റമില്ലാതെ തുടരുന്നതുമായ തരം രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾ.

(iii) സന്തുലനാവസ്ഥയിൽ, ഏകദേശം ഒരേ ഗാഢതയിൽ ഉല്പന്നങ്ങളും അഭികാരകങ്ങളും കാണപ്പെടുന്ന തരം രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾ.

സന്തുലനാവസ്ഥ പ്രാപിക്കുമ്പോഴേക്കും ഒരു രാസപ്രവർത്തനം എത്രമാത്രം സംഭവ്യമായി എന്നത്, പരീക്ഷണസാഹചര്യങ്ങളായ അഭികാരങ്ങളുടെ ഗാഢത, താപനില തുടങ്ങിയവയെ അടിസ്ഥാനമാക്കി വ്യത്യാസപ്പെടുന്നു. പരീക്ഷണസാഹചര്യങ്ങൾ അനുയോജ്യമായ തരത്തിൽ നിയന്ത്രിക്കുക വഴി സന്തുലനാവസ്ഥയെ നാമാഗ്രഹിക്കുന്ന ഉത്പന്നത്തിന്റെ ദിശയിലേക്ക് നയിക്കുക എന്നത് വ്യവസായത്തിലും പരീക്ഷണശാലകളിലും ഏറ്റവും പ്രാധാന്യം അർഹിക്കുന്ന കാര്യമാണ്. ഭൗതിക-രാസപ്രക്രിയകളുടെ സന്തുലനവും, ജലീയലായനികളിലെ അയോണുകൾ ഉൾപ്പെടുന്ന സന്തുലനവും (**അയോണികസന്തുലനം**) ഈ യൂണിറ്റിൽ പ്രതിപാദിക്കുന്നു.

7.1 ഭൗതികപ്രക്രിയകളിലെ സന്തുലനം

സന്തുലനാവസ്ഥയിലുള്ള ഒരു വ്യൂഹത്തിന്റെ സവിശേഷതകൾ നന്നായി മനസിലാക്കുന്നതിന് ചില ഭൗതിക പ്രക്രിയകൾ പരിശോധിച്ചാൽ മതി. ഇവയ്ക്ക് ഏറ്റവും പരിചിതമായ ഉദാഹരണങ്ങളാണ്, **പ്രാവസ്ഥാപരിവർത്തനങ്ങൾ**. ഉദാ.

ഖരം $\rightleftharpoons$ ദ്രാവകം

ദ്രാവകം $\rightleftharpoons$ വാതകം

ഖരം $\rightleftharpoons$ വാതകം

7.1.1 ഖര- ദ്രാവകസന്തുലനം

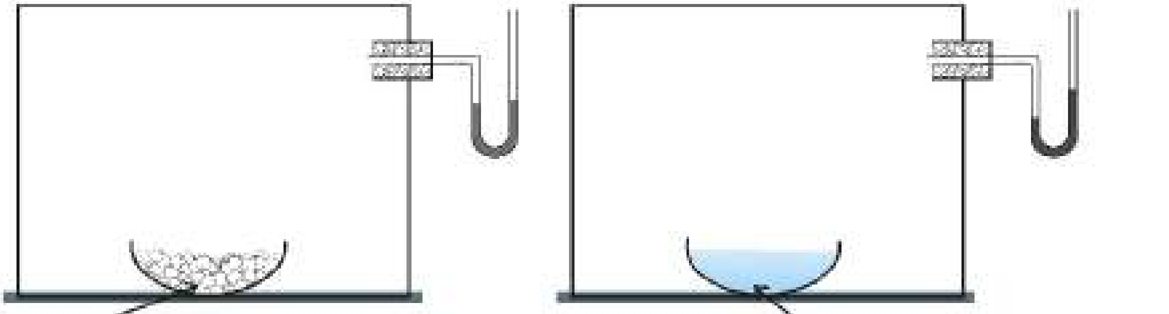
273 K താപനിലയിലും അന്തരീക്ഷമർദത്തിലും, തികച്ചും കുചാലകമായ തെർമോഫ്ളാസ്കിൽ (ഫ്ളാസ്കിനുള്ളിലുള്ള പദാർഥങ്ങളും ചുറ്റുപാടും തമ്മിൽ താപകൈമാറ്റം ഉണ്ടാകുന്നില്ല) എടുത്തിട്ടുള്ള ഐസും ജലവും സന്തുലനാവസ്ഥയിൽ നിൽക്കുകയും ആ വ്യൂഹം ചില പ്രത്യേക സവിശേഷതകൾ പ്രദർശിപ്പിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. സമയപുരോഗതിക്കനുസരിച്ച് ഐസിന്റെയും ജലത്തിന്റെയും മാസ് മാറാതെ നിൽക്കുകയും താപനില സ്ഥിരമായി നിലകൊള്ളുകയും ചെയ്യുന്നുവെന്ന് നിരീക്ഷിക്കാൻ സാധിക്കും. എന്നിരുന്നാലും സന്തുലനം നിശ്ചലമല്ല. ഐസ്- ജല അതിർത്തിയിൽ വർധിച്ചതോതിലുള്ള പ്രക്രിയകൾ നമുക്ക് നിരീക്ഷിക്കാൻ കഴിയും. ദ്രാവകജലതന്മാത്രകൾ ഐസുമായി കൂട്ടിയിടിക്കുകയും അതിലേക്ക് പറ്റിപ്പിടിക്കുകയും, ഐസിൽ നിന്ന് ചില തന്മാത്രകൾ ദ്രാവകാവസ്ഥയിലേക്ക് കടക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. തന്മാത്രകൾ ഐസിൽ നിന്ന് ദ്രാവകജലത്തിലേക്ക് കടക്കുന്നതിന്റെ നിരക്കും തിരിച്ച് ദ്രാവകജലത്തിൽ നിന്ന് ഐസിലേക്ക് കടക്കുന്നതിന്റെ നിരക്കും തുല്യമായതിനാൽ ഐസിന്റെയും ദ്രാവകജലത്തിന്റെയും മാസ്, 273 K ലും അന്തരീക്ഷമർദത്തിലും മാറ്റമില്ലാതെ നിലകൊള്ളുന്നു.

ഐസും ജലവും ഒരു പ്രത്യേക താപനിലയിലും മർദത്തിലും മാത്രമാണ് സന്തുലനാവസ്ഥയിൽ നിലനിൽക്കുന്നതെന്ന് വ്യക്തമാണ്. അന്തരീക്ഷമർദത്തിൽ ഏതൊരു ശുദ്ധപദാർഥത്തിന്റെയും ഖര-ദ്രാവകാവസ്ഥകൾ സന്തുലനാവസ്ഥയിൽ നിലനിൽക്കുന്ന താപനിലയെ ആ പദാർഥത്തിന്റെ സാധാരണ ദ്രവണാങ്കമെന്നോ സാധാരണ ഖരാങ്കമെന്നോ വിളിക്കുന്നു. നിരീക്ഷണവിധേയമായ വ്യൂഹം ഇവിടെ ഒരു ഗതികസന്തുലനത്തിലാണ്. അതിനാൽ താഴെ പറയുന്ന കാര്യങ്ങൾ അനുമാനിക്കാം:

* രണ്ടു വിപരീതപ്രക്രിയകളും ഒരേ സമയം സംഭവിക്കുന്നു.
* രണ്ടുപ്രക്രിയകളും തുല്യനിരക്കിൽ നടക്കുന്നതിനാൽ ഐസിന്റെയും ജലത്തിന്റെയും അളവ് സ്ഥിരമായി നിൽക്കുന്നു.

7.1.2 ദ്രാവക–ബാഷ്പസന്തുലനം

ഒരു സുതാര്യമായ പെട്ടിയിൽ മെർക്കുറിയുൾക്കൊള്ളുന്ന U-ട്യൂബ് ഘടിപ്പിച്ച (മാനോമീറ്റർ) സംവിധാനത്തിന്റെ സഹായത്തോടെ നമുക്ക് ഈ സന്തുലനം കൂടുതൽ നന്നായി മനസിലാക്കാം. പെട്ടിയിൽ ശോഷകാരകമായ നിർജല കാൽസ്യം ക്ലോറൈഡ് (അല്ലെങ്കിൽ ഫോസ്ഫറസ് പെന്റോക്സൈഡ്) ഏതാനും മണിക്കൂർ വയ്ക്കുക. പെട്ടിയെ ഒരു വശത്തേക്ക് ചരിച്ചുകൊണ്ട് ശോഷകാരകത്തെ നീക്കിയശേഷം ഒരു വാച്ച് ഗ്ലാസിൽ എടുത്തിട്ടുള്ള ജലം പെട്ടെന്ന് പെട്ടിയ്ക്കുള്ളിലേക്ക് വയ്ക്കുന്നു. മാനോമീറ്ററിൽ മെർക്കുറിയുടെ തോത് സാവധാനം ഉയരുന്നതായും ഒരു സ്ഥിരമൂല്യത്തിലെത്തി നിൽക്കുന്നതായും നിരീക്ഷിക്കാൻ കഴിയും. അതായത്



ചിത്രം 7.1 സ്ഥിരതാപനിലയിൽ ജലത്തിന്റെ സന്തുലനബാഷ്പമർദം അളക്കുന്നു.

പെട്ടിയ്ക്കുള്ളിലെ മർദം സാവധാനം ഉയർന്ന് ഒരു സ്ഥിര മൂല്യത്തിൽ എത്തിനിൽക്കുന്നു. വാച്ച് ഗ്ലാസിലുള്ള വെള്ളത്തിന്റെ വ്യാപ്തം കുറയുന്നതായും കാണാം (ചിത്രം 7.1). തുടക്കത്തിൽ പെട്ടിക്കുള്ളിൽ ജലബാഷ്പം ഒട്ടും തന്നെയില്ല. അല്ലെങ്കിൽ തന്നെ കുറവായിരുന്നു. ജലം ബാഷ്പീകരിക്കപ്പെടുമ്പോൾ പെട്ടിയിലെ ജലതന്മാത്രകൾ വാതകാവസ്ഥയിലേക്ക് കടക്കുകയും പെട്ടിക്കുള്ളിലെ മർദം വർധിക്കുകയും ചെയ്തു.

ബാഷ്പീകരണത്തിന്റെ നിരക്ക് സ്ഥിരമായി നിൽക്കുന്നുവെങ്കിലും ബാഷ്പം ജലമായി ഘനീഭവിക്കുന്നതിനാൽ മർദവർധനവിന്റെ നിരക്ക് കുറയുന്നു. ആത്യന്തികമായി വ്യൂഹം സന്തുലനാവസ്ഥ പ്രാപിക്കുന്നത്, ഫലത്തിൽ യാതൊരുവിധ ബാഷ്പീകരണവും നടക്കാതെ വരുമ്പോളാണ്. ഇതിൽനിന്ന് സന്തുലനാവസ്ഥ എത്തിച്ചേരുന്നതുവരെ വാതകാവസ്ഥയിൽ നിന്ന് ദ്രാവകാവസ്ഥയിലേക്ക് കടക്കുന്ന ജലതന്മാത്രകളുടെയെണ്ണവും വർധിക്കുന്നതായി മനസിലാക്കാം. അതായത് സന്തുലനത്തിൽ,

ബാഷ്പീകരണനിരക്ക് = സാന്ദ്രീകരണനിരക്ക്

$$H_2O(l) \rightleftharpoons H_2O\ (vap)$$

ഒരു നിശ്ചിത താപനിലയിൽ ദ്രാവകജലവുമായി സന്തുലനത്തിലുള്ള ജലബാഷ്പം ദ്രാവകോപരിതലത്തിൽ ചെലുത്തുന്ന മർദം സ്ഥിരമായി നിൽക്കുകയും അതിനെ ജലത്തിന്റെ സന്തുലനബാഷ്പമർദമെന്നോ അല്ലെങ്കിൽ ബാഷ്പമർദമെന്നു മാത്രമോ വിളിക്കുന്നു. താപനില വർധിക്കുന്നതിനനുസരിച്ച് ജലത്തിന്റെ ബാഷ്പമർദം വർധിക്കുന്നു. മുകളിൽ പറഞ്ഞ പരീക്ഷണം മെഥനോൾ, അസെറ്റോൺ, ഈഥർ എന്നിവയുപയോഗിച്ച് ആവർത്തിച്ചാൽ ഒരേ താപനിലയിൽ വ്യത്യസ്ത ദ്രാവകങ്ങൾക്ക് വ്യത്യസ്ത സന്തുലനബാഷ്പമർദമാണെന്നും ഉയർന്ന ബാഷ്പമർദമുള്ള ദ്രാവകം കൂടുതൽ ബാഷ്പശീലമുള്ളതാണെന്നും അതിനാൽ കുറഞ്ഞ തിളനിലയുള്ളതായിരിക്കുമെന്നും മനസിലാക്കാം.

മൂന്ന് വാച്ച് ഗ്ലാസുകളിലായി ഒരു മില്ലീലിറ്റർ വീതം അസെറ്റോൺ, എഥനോൾ, ജലം എന്നിവ തുറന്നു വയ്ക്കുക. ഇതേ പരീക്ഷണം തന്നെ ദ്രാവകങ്ങളുടെ വ്യത്യസ്ത വ്യാപ്തങ്ങൾ ഉപയോഗിച്ച് ചൂടുകൂടിയ മുറിയിൽ നടത്തുക. ഈ രണ്ടു സാഹചര്യങ്ങളിലും ദ്രാവകം പൂർണമായി ബാഷ്പീകരിക്കപ്പെടുന്നതും, പൂർണ ബാഷ്പീകരണത്തിനെടുക്കുന്ന സമയവും താഴെ പറയുന്ന കാര്യങ്ങളെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നുവെന്ന് മനസിലാക്കാം. (i) ദ്രാവകത്തിന്റെ സ്വഭാവം (ii) ദ്രാവകത്തിന്റെ അളവ് (iii) താപനില. വാച്ച് ഗ്ലാസ് അന്തരീക്ഷത്തിലേക്ക് തുറന്ന് വെയ്ക്കുമ്പോൾ ബാഷ്പീകരണനിരക്ക് സ്ഥിരമായിരിക്കുന്നു. എന്നാൽ, തന്മാത്രകൾ മുറിയുടെ വലിയ വ്യാപ്തത്തിലേക്ക് വ്യാപിക്കപ്പെടുന്നു. അതിന്റെ പരിണിതഫലമായി ബാഷ്പത്തിൽ നിന്ന് ദ്രാവകത്തിലേക്കുള്ള സാന്ദ്രീകരണനിരക്ക് ബാഷ്പീകരണനിരക്കിനേക്കാൾ വളരെ കുറവായിരിക്കും. ഇതു തുറന്ന വ്യൂഹങ്ങളാണ്. ഇത്തരം തുറന്ന വ്യൂഹങ്ങളിൽ സന്തുലനം സാധ്യമല്ല.

അന്തരീക്ഷമർദത്തിലും (1.013 ബാർ), 100°C താപനിലയിലും ഒരു സംവൃതവ്യൂഹത്തിൽ ഉൾക്കൊണ്ടിരിക്കുന്ന ജലവും ജലബാഷ്പവും സന്തുലനാവസ്ഥയിൽ നിലനിൽക്കുന്നു. 1.013 ബാർ മർദത്തിൽ ജലത്തിന്റെ തിളനില 100°C ആണ്. അന്തരീക്ഷമർദത്തിൽ (1.013 ബാർ) ഏതൊരു ശുദ്ധദ്രാവകത്തിന്റെയും സന്തുലനബാഷ്പമർദം അന്തരീക്ഷമർദത്തിന് തുല്യമാകുന്ന താപനിലയെ ദ്രാവകത്തിന്റെ സാധാരണ തിളനിലയെന്നു വിളിക്കുന്നു. തിളനില ബാഹ്യമർദത്തെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. ഒരു ദ്രാവകത്തിന്റെ തിളനില സ്ഥലത്തിന്റെ ഉയരത്തെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. അതായത് ഉയർന്ന പ്രദേശങ്ങളിൽ തിളനില കുറവായിരിക്കും.

7.1.3 ഖര – ബാഷ്പസന്തുലനം

ഖരപദാർഥങ്ങൾ ഉത്പതനത്തിലൂടെ ബാഷ്പാവസ്ഥയിലേക്ക് മാറുന്ന വ്യൂഹങ്ങൾ പരിഗണിക്കാം. ഖര അയോഡിനെ ഒരു അടഞ്ഞ പാത്രത്തിൽ വച്ചാൽ, പാത്രം മുഴുവൻ അല്പസമയത്തിനകം വയലറ്റ് ബാഷ്പത്താൽ നിറയുകയും സമയം പുരോഗമിക്കുന്നതിനനുസരിച്ച് നിറ

ത്തിന്റെ തീവ്രത വർധിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. കുറച്ച് സമയത്തിനുശേഷം നിറത്തിന്റെ തീവ്രത സ്ഥിരമായി നിൽക്കുകയും ഈ അവസ്ഥയിൽ സന്തുലനത്തിലെത്തിയെന്ന് മനസിലാക്കുകയും ചെയ്യാം. ഈ അവസ്ഥയിൽ ഖര അയോഡിൻ ഉത്പതനത്തിലൂടെ അയോഡിൻ ബാഷ്പവും, അയോഡിൻ ബാഷ്പം സാന്ദ്രീകരണത്തിലൂടെ ഖര അയോഡിനും ഒരേ നിരക്കിൽ നൽകുന്നു. ഈ സന്തുലനം ഇങ്ങനെ ചിത്രീകരിക്കാം.

I_2(ഖരം) $\rightleftharpoons$ I_2 (ബാഷ്പം)

ഇത്തരം സന്തുലനങ്ങൾക്കുള്ള മറ്റുദാഹരണങ്ങൾ ചുവടെ ചേർക്കുന്നു.

കർപ്പൂരം (ഖരം) $\rightleftharpoons$ കർപ്പൂരം (ബാഷ്പം)

NH_4Cl (ഖരം) $\rightleftharpoons$ NH_4Cl (ബാഷ്പം)

7.1.4 ഖരങ്ങളോ വാതകങ്ങളോ, ദ്രാവകത്തിൽ ലയിക്കുമ്പോൾ രൂപപ്പെടുന്ന സന്തുലനങ്ങൾ

ഖരങ്ങൾ ദ്രാവകങ്ങളിൽ ലയിക്കുമ്പോഴുള്ള സന്തുലനം

സാധാരണ താപനിലയിൽ ഒരു നിശ്ചിത അളവ് ജലത്തിൽ ലയിപ്പിക്കാൻ കഴിയുന്ന ഉപ്പിന്റെയോ പഞ്ചസാരയുടെയോ അളവ് പരിമിതമാണെന്നു നമുക്കറിയാം. പഞ്ചസാര ലയിപ്പിച്ച് കട്ടിയുള്ള പഞ്ചസാരപ്പാവ് ലായനി ഉയർന്ന താപനിലയിൽ നിർമിച്ചാൽ, അത് സാധാരണ താപനിലയിലേക്ക് തണുപ്പിച്ച് കൊണ്ടുവരുമ്പോൾ പഞ്ചസാരപ്പരലുകൾ വേർതിരിയുന്നതായി കാണാം. ഒരു നിശ്ചിതതാപനിലയിൽ, ലീനം വീണ്ടും ലയിക്കാത്ത ലായനിയെ പൂരിതലായനിയെന്നു വിളിക്കുന്നു. പൂരിത ലായനിയിലുള്ള ലീനത്തിന്റെ ഗാഢത താപനിലയെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. ഒരു പൂരിതലായനിയിൽ, ഖരാവസ്ഥയിലുള്ളതും ലായനിയിലുള്ളതുമായ ലീനതന്മാത്രകൾ ഒരു ഗതികസന്തുലനത്തിൽ നിലനിൽക്കുന്നു.

പഞ്ചസാര (ലായനി) $\rightleftharpoons$ പഞ്ചസാര (ഖരം). ഇവിടെ,

ലയനപ്രക്രിയയുടെ നിരക്ക് = ക്രിസ്റ്റലീകരണത്തിന്റെ നിരക്ക്

നിരക്കുകളിലെ തുല്യതയും, സന്തുലനത്തിന്റെ ഗതികസ്വഭാവവും റേഡിയോആക്റ്റീവ് പഞ്ചസാരയുടെ സഹായത്തോടുകൂടി സ്ഥിരീകരിച്ചിട്ടുണ്ട്. റേഡിയോ ആക്റ്റീവതയില്ലാത്ത പഞ്ചസാരയുടെ പൂരിതലായനിയിലേക്ക് അൽപ്പം റേഡിയോ ആക്റ്റീവ് പഞ്ചസാരയിട്ടാൽ, കുറച്ചുസമയത്തിനുശേഷം ലായനിയിലും ഖര പഞ്ചസാരയിലും നമുക്ക് റേഡിയോ ആക്റ്റീവത ദർശിക്കാം. ആരംഭത്തിൽ ലായനിയിൽ റേഡിയോ ആക്റ്റീവായ പഞ്ചസാരയില്ല. പക്ഷെ സന്തുലനത്തിന്റെ ഗതികസ്വഭാവം മൂലം റേഡിയോആക്റ്റീവതയുള്ളതും അല്ലാത്തതുമായ പഞ്ചസാരയുടെ തന്മാത്രകൾ രണ്ടവസ്ഥയ്ക്കുമിടയിൽ കൈമാറ്റം ചെയ്യപ്പെടുന്നു. റേഡിയോ ആക്റ്റീവതയുള്ളതും അല്ലാത്തതുമായ തന്മാത്രകളുടെ ലായനിയിലുള്ള അനുപാതം വർധിച്ചുവരുകയും ഒരു സ്ഥിരമൂല്യത്തിലെത്തി നിൽക്കുകയും ചെയ്യുന്നു.

വാതകങ്ങൾ ദ്രാവകത്തിൽ ലയിക്കുമ്പോഴുണ്ടാകുന്ന സന്തുലനം

ഒരു സോഡാക്കുപ്പി തുറക്കുമ്പോൾ, അതിൽ ലയിച്ചിട്ടുള്ള കുറച്ചു കാർബൺഡൈഓക്സൈഡ് തന്മാത്രകൾ നുരഞ്ഞുപൊങ്ങി പുറത്തേക്ക് പോകുന്നു. ഈ പ്രതിഭാസത്തിനു കാരണം വ്യത്യസ്ത മർദങ്ങളിൽ കാർബൺഡൈഓക്സൈഡിന്റെ ലേയത്വത്തിലുള്ള വ്യത്യാസമാണ്. ഒരു നിശ്ചിതതാപനിലയിൽ, വാതകാവസ്ഥയിലുള്ള തന്മാത്രകളും മർദത്തിന്റെ ഫലമായി ലായനിയിൽ ലയിച്ചിട്ടുള്ള തന്മാത്രകളും സന്തുലനത്തിൽ നിൽക്കുന്നു. അതായത്,

CO_2(വാതകം) $\rightleftharpoons$ CO_2(ലായനി)

ഈ സന്തുലനം, ഹെൻറി നിയമം അനുസരിക്കുന്നു. ഈ നിയമപ്രകാരം, ഏത് താപനിലയിലും ഒരു നിശ്ചിത മാസ് ലായകത്തിൽ ലയിച്ചിട്ടുള്ള വാതകത്തിന്റെ മാസ് ലായകത്തിന്റെ മുകളിലനുഭവപ്പെടുന്ന വാതകത്തിന്റെ മർദത്തിന് ആനുപാതികമാണ്. താപനില വർധിക്കുന്നതിനനുസരിച്ച് ഈ അളവിന് കുറവുണ്ടാകുന്നു. സോഡാജലം അടങ്ങിയ കുപ്പി ഉയർന്ന മർദത്തിൽ അടയ്ക്കുമ്പോൾ ജലത്തിലുള്ള CO_2 – ന്റെ ലേയത്വം കൂടുതലായിരിക്കും. കുപ്പി തുറന്നാലുടൻ തന്നെ ലയിച്ചുചേർന്നിട്ടുള്ള കുറച്ച് കാർബൺഡയോക്സൈഡ് വാതകം സ്വതന്ത്രമാവുകയും കുറഞ്ഞ മർദത്തിനനുയോജ്യമായ (അതായത് അന്തരീക്ഷത്തിലുള്ള CO_2 -ന്റെ ഭാഗികമർദം) ഒരു പുതിയ സന്തുലനാവസ്ഥയിലേക്ക് എത്തിപ്പെടുകയും ചെയ്യുന്നു. ഇതിന്റെ ഫലമായാണ് കുറച്ചുനേരം വായുവിലേക്ക് തുറന്നുവെച്ചിരിക്കുന്ന സോഡാജലം സാധാരണ ജലം പോലെ കാണപ്പെടുന്നത്. ഇക്കാര്യങ്ങൾ ചുവടെ ചേർത്തിട്ടുള്ളതുപോലെ സാമാന്യവൽക്കരിക്കാം.

(i) ഖരം $\rightleftharpoons$ ദ്രാവകം സന്തുലനത്തെ സംബന്ധിച്ച്, 1 atm (1.013 ബാർ) മർദത്തിൽ ഖര, ദ്രാവക പ്രാവസ്ഥകൾക്ക് ഒരേ സമയം നിലനിൽക്കാൻ കഴിയുന്നത് ഒരേയൊരു താപനിലയിൽ (ദ്രവണാങ്കം അഥവാ ഖരാങ്കം) മാത്രമായിരിക്കും. ചുറ്റുപാടുമായി താപവിനിമയം നടക്കുന്നില്ലെങ്കിൽ രണ്ട് പ്രാവസ്ഥകളുടെയും മാസ് സ്ഥിരമായി നിലനിൽക്കുന്നു.

(ii) ദ്രാവകം $\rightleftharpoons$ ബാഷ്പം സന്തുലനത്തിൽ, ഒരു നിശ്ചിത താപനിലയിൽ ബാഷ്പമർദം സ്ഥിരമായിരിക്കും.

(iii) ഖരവസ്തുക്കളുടെ ദ്രാവകത്തിലുള്ള ലയനപ്രക്രിയയിൽ, ഒരു നിശ്ചിത താപനിലയിൽ ലേയത്വം സ്ഥിരമായിരിക്കും.

(iv) വാതകങ്ങൾ ദ്രാവകങ്ങളിൽ ലയിക്കുമ്പോൾ, ദ്രാവകത്തിലുള്ള ഒരു വാതകത്തിന്റെ ഗാഢത ദ്രാവകത്തിനു മീതെയുള്ള ആ വാതകത്തിന്റെ മർദത്തിന് (ഗാഢത) ആനുപാതികമാണ്. ഈ നിരീക്ഷണങ്ങളെ ചുരുക്കി പട്ടിക 7.1 - ൽ രേഖപ്പെടുത്തിയിരിക്കുന്നു.

7.1.6 ഭൗതികപ്രക്രിയകൾ ഉൾപ്പെടുന്ന സന്തുലനങ്ങളുടെ പൊതുവായ സവിശേഷതകൾ

മുകളിൽ ചർച്ച ചെയ്ത ഭൗതികപ്രക്രിയകളിൽ, സന്തുലനത്തിലിരിക്കുന്ന വ്യൂഹത്തിന് താഴെപ്പറയുന്ന സവിശേഷതകളാണ് സാധാരണയായിട്ടുള്ളത്.

(i) ഒരു നിശ്ചിത താപനിലയിൽ സംവൃതവ്യൂഹത്തിൽ മാത്രമേ സന്തുലനം സാധ്യമാകുകയുള്ളൂ.

(ii) രണ്ടു വിപരീതപ്രക്രിയകളും ഒരേ നിരക്കിൽ നടക്കും എന്നതിനാൽ സന്തുലനം ഗതികവും സ്ഥിരതയുള്ളതുമായിരിക്കും.

(iii) വ്യൂഹത്തിന്റെ അളക്കാൻ കഴിയുന്ന ഗുണങ്ങളെല്ലാം സ്ഥിരമായി നില നിൽക്കുന്നു.

(iv) ഒരു ഭൗതികപ്രക്രിയ സന്തുലനത്തിലെത്തിയാൽ ഒരു നിശ്ചിത താപനിലയിൽ അതിന്റെ ഏതെങ്കിലും ഒരു സവിശേഷഗുണത്തിന്റെ സ്ഥിരമൂല്യം ഉപയോഗിച്ച് ആ സന്തുലനത്തെ തിരിച്ചറിയാൻ കഴിയും. അത്തരം പരിമാണങ്ങൾ പട്ടിക 7.1 - ൽ ചേർത്തിരിക്കുന്നു.

(v) ഏതൊരു ഘട്ടത്തിലും അത്തരം പരിമാണങ്ങളുടെ മൂല്യം, ആ പ്രവർത്തനം സന്തുലനം കൈവരിക്കുന്നതിന് മുമ്പ് എത്രത്തോളം നടന്നു എന്നതിനെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു.

പട്ടിക 7.1 ഭൗതികസന്തുലനങ്ങളുടെ ചില പ്രത്യേകതകൾ

പ്രക്രിയ	നിഗമനം
ദ്രാവകം $\rightleftharpoons$ ബാഷ്പം $H_2O(l) \rightleftharpoons H_2O(g)$	ഒരു നിശ്ചിത താപനിലയിൽ p_{H_2O} ഒരു സ്ഥിരാങ്കമായിരിക്കും.
ഖരം $\rightleftharpoons$ ദ്രാവകം $H_2O(s) \rightleftharpoons H_2O(l)$	ദ്രവണാങ്കം ഒരു സ്ഥിര മർദത്തിൽ സ്ഥിരാങ്കമായിരിക്കും.
ലീനം(ഖരം) $\rightleftharpoons$ ലീനം (ലായനി) പഞ്ചസാര(ഖരം) $\rightleftharpoons$ പഞ്ചസാര(ലായനി)	ലായനിയിലുള്ള ലീനത്തിന്റെ ഗാഢത, ഒരു നിശ്ചിത താപനിലയിൽ സ്ഥിരമാണ്.
വാതകം(g) $\rightleftharpoons$ വാതകം (ജലീയം) CO_2(വാതകം) $\rightleftharpoons$ CO_2 (ജലീയം)	[വാതകം(ജലീയം)]/[വാതകം(g)] നിശ്ചിത ഊഷ്മാവിൽ സ്ഥിരമാണ്. [CO_2(ജലീയം)]/[CO_2(വാതകം)] ഒരു നിശ്ചിത താപനിലയിൽ സ്ഥിരമാണ്.

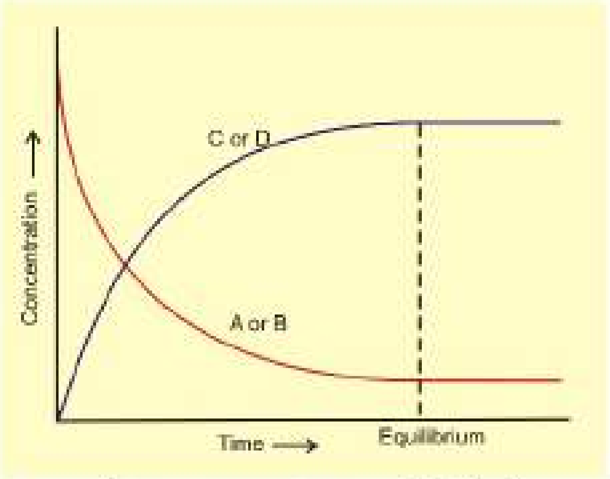
7.2 രാസപ്രക്രിയകളിലെ സന്തുലനം - ഗതികസന്തുലനം (Dynamic equilibrium)

ഭൗതികവ്യൂഹങ്ങളിലെന്ന പോലെ രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾക്കും സന്തുലനാവസ്ഥ പ്രാപിക്കാൻ കഴിയും. ഈ പ്രവർത്തനങ്ങൾ മുന്നോട്ടും പിന്നോട്ടുമുള്ള ദിശകളിൽ നടക്കാം. പുരോപ്രവർത്തനത്തിന്റേയും പശ്ചാത്പ്രവർത്തനത്തിന്റെയും നിരക്കുകൾ തുല്യമാകുമ്പോൾ, അഭികാരകങ്ങളുടെയും ഉത്പന്നങ്ങളുടെയും ഗാഢത സ്ഥിരമായി നിൽക്കുന്നു. ഈ അവസ്ഥയാണ് രാസസന്തുലനം. ഈ സന്തുലനം ഗതികമാണ്. എന്തെന്നാൽ ഇവിടെ പുരോപ്രവർത്തനത്തിൽ അഭികാരകങ്ങൾ ഉത്പന്നങ്ങൾ ആയി മാറുകയും പശ്ചാത്പ്രവർത്തനത്തിൽ ഉത്പന്നങ്ങൾ യഥാർഥ അഭികാരകങ്ങളായി മാറുകയും ചെയ്യുന്നു.

ഇതു സംബന്ധിച്ച് വ്യക്തമായ ധാരണനേടാൻ, നമുക്ക് പൊതുവായ ഒരു ഉഭയദിശാപ്രവർത്തനം പരിഗണിക്കാം.

$$A + B \rightleftharpoons C + D$$

സമയം പുരോഗമിക്കുന്നതിനനുസരിച്ച് ഉത്പന്നങ്ങളായ C യും D യും കൂടുതൽ ഉണ്ടാവുകയും അഭികാരകങ്ങളായ A യും B യും കുറയുകയും ചെയ്യുന്നു. (ചിത്രം 7.2). ഇതിന്റെ ഫലമായി പുരോപ്രവർത്തനത്തിന്റെ നിരക്ക് കുറയുകയും പശ്ചാത്പ്രവർത്തനത്തിന്റെ നിരക്ക് കൂടുകയും ചെയ്യുന്നു.



ചിത്രം 7.2 രാസസന്തുലനം ആർജിക്കൽ

ആത്യന്തികമായി രണ്ട് രാസപ്രവർത്തനങ്ങളും ഒരേ നിരക്കിൽ നടക്കുകയും വ്യൂഹം സന്തുലനാവസ്ഥയിൽ എത്തിച്ചേരുകയും ചെയ്യുന്നു.

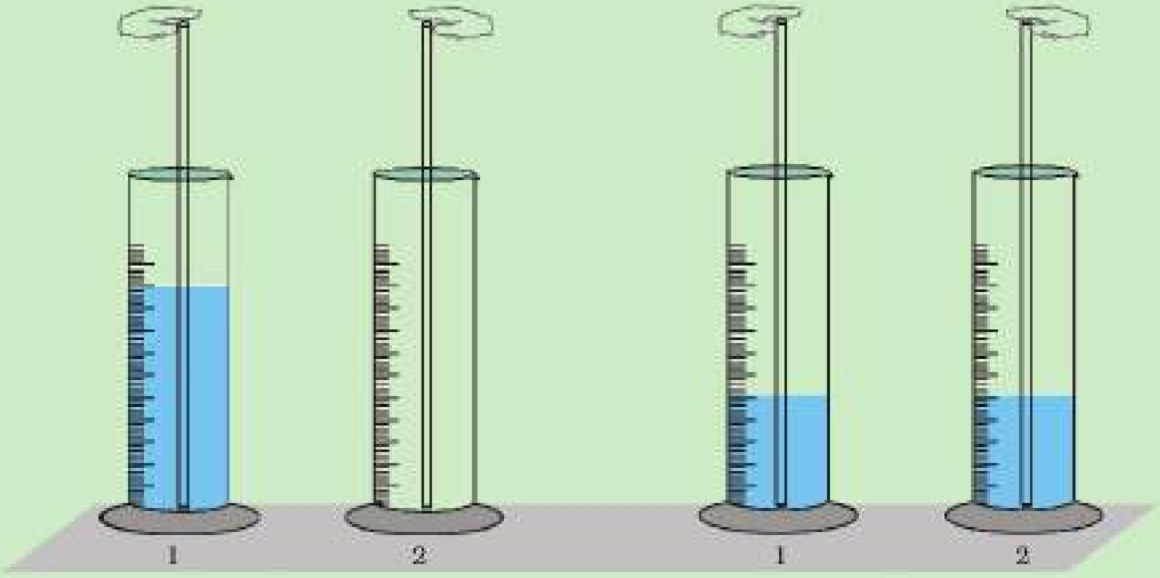
ഗതികസന്തുലനം – ഒരു പ്രവർത്തനം

ഭൗതികവ്യൂഹത്തിലോ രാസവ്യൂഹത്തിലോ ഉള്ള സന്തുലനം ഗതികസ്വഭാവമുള്ളതാണ്. റേഡിയോആക്ടീവ് ഐസോടോപ്പുകൾ ഉപയോഗിച്ച് ഇത് വ്യക്തമാക്കാം. ഇത് ഒരു സ്കൂൾ ലബോറട്ടറിയിൽ സാധ്യമല്ല. എന്നാൽ ഈ ആശയം എളുപ്പം മനസ്സിലാക്കാൻ വേണ്ടി താഴെപ്പറയുന്ന മാതൃപ്രവർത്തനം നടത്താവുന്നതാണ്. ഈ പ്രവർത്തനം അഞ്ചോ ആറോ കുട്ടികളുടെ ഗ്രൂപ്പ് വഴി നടത്താം.

100 മില്ലിലിറ്റർ അളവ് സിലിണ്ടറുകളും (രണ്ടെണ്ണം 1, 2 എന്ന് മാർക്ക് ചെയ്തവ) 30cm നീളം വീതമുള്ള രണ്ട് ഗ്ലാസ് ട്യൂബുകളും എടുക്കുക. ട്യൂബുകളുടെ വ്യാസം തുല്യമോ വ്യത്യസ്തമോ ആകാം (പരിധി 3-5mm). അളവ് സിലിണ്ടർ-1 ഏകദേശം പകുതിവരെ നിറമുള്ള ലായനി ഉപയോഗിച്ച് നിറയ്ക്കുക (ഇതിനായി പൊട്ടാസ്യം പെർമാംഗനേറ്റിന്റെ ഒരു തരി വെള്ളത്തിൽ ഇടുക). രണ്ടാംസിലിണ്ടർ (നമ്പർ 2) കാലിയായിത്തന്നെ വെയ്ക്കുക.

ഒരു ട്യൂബ് സിലിണ്ടർ-1 ലും രണ്ടാമത്തേത് സിലിണ്ടർ 2ലും ഇടുക. ഒരു ട്യൂബ്സിലിണ്ടർ 1 ൽ താഴ്ത്തുക. മുകളറ്റം വിരലുപയോഗിച്ച് അടച്ചുപിടിക്കുകയും അതിനിടയിലുള്ള നിറമുള്ള ലായനി സിലിണ്ടർ 2ലേക്ക് മാറ്റുകയും ചെയ്യുക. രണ്ടാംസിലിണ്ടറിലുള്ള, രണ്ടാംട്യൂബുപയോഗിച്ച് കൊണ്ട് ഇതേ രീതിയിൽ നിറമുള്ള ലായനിയെ സിലിണ്ടർ 2ൽ നിന്നും സിലിണ്ടർ 1 ലേക്ക് മാറ്റുക. ഇതേ മാർഗത്തിൽ നിറമുള്ള ലായനിയെ രണ്ട് ഗ്ലാസ് ട്യൂബുകളും ഉപയോഗിച്ചുകൊണ്ട് സിലിണ്ടർ 1 ൽ നിന്നും 2 ലേക്കും 2ൽ നിന്ന് 1 ലേക്കും മാറ്റുക. രണ്ട് സിലിണ്ടറുകളിലുമുള്ള നിറമുള്ള ലായനിയുടെ അളവ് തുല്യമാകുന്നത് വരെ ഇത് തുടരുക.

നിറമുള്ള ലായനിയെ അങ്ങോട്ടുമിങ്ങോട്ടും മാറ്റിക്കൊണ്ടിരുന്നാൽ, രണ്ടു സിലിണ്ടറുകളിലുമുള്ള നിറമുള്ള ലായനിയുടെ അളവുകൾക്ക് മാറ്റുണ്ടാകില്ല. നിറമുള്ള ലായനിയുടെ അളവും രണ്ടു സിലിണ്ടറുകളിലുള്ള അഭികാരകങ്ങളുടെയും ഉത്പന്നങ്ങളുടെയും ഗാഢതയും സമാനമായെടുത്താൽ, അളവുകൾ തുല്യമായതിനു ശേഷവും കൈമാറ്റപ്രക്രിയ തുടർന്നതിനാൽ, പ്രക്രിയയുടെ ഗതികസ്വഭാവം തെളിയിക്കപ്പെടുന്നു. വ്യത്യസ്ത വ്യാസങ്ങളുള്ള രണ്ട് ട്യൂബുകളുപയോഗിച്ച് പരീക്ഷണം ആവർത്തിച്ചാൽ, സന്തുലനത്തിൽ രണ്ട് സിലിണ്ടറുകളിലുമുള്ള നിറമുള്ള ലായനിയുടെ അളവ് വ്യത്യസ്തമാണെന്ന് നമുക്ക് കാണാം. രണ്ട് സിലിണ്ടറുകളിലുമുള്ള അളവുകളുടെ മാറ്റത്തിന് വ്യാസങ്ങൾ എത്രത്തോളം സ്വാധീനിച്ചിട്ടുണ്ട്? കാലിയായ സിലിണ്ടർ 2 തുടക്കത്തിൽ ഉത്പന്നമില്ല എന്നതിന്റെ സൂചന കൂടിയാണ്.



(a) (b)

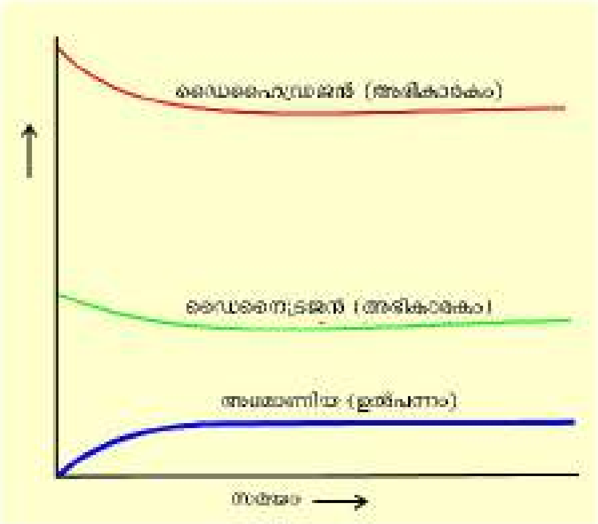
(a) പ്രാരംഭഘട്ടം (b) സന്തുലനം നേടിയ ശേഷമുള്ള അന്ത്യഘട്ടം

ചിത്രം 7.3 സന്തുലനത്തിന്റെ ഗതികസ്വഭാവം വ്യക്തമാക്കുന്നു.

ഇതുപോലെ തന്നെ C ൽ നിന്നും D ൽ നിന്നും മാത്രം പ്രവർത്തനം തുടങ്ങിയും സന്തുലനാവസ്ഥയിൽ എത്തിച്ചേരാൻ സാധിക്കുന്നു (തുടക്കത്തിൽ A ഉം B ഉം ഇല്ലാതിരുന്നാലും). അതായത്, ഇരുദിശയിൽ നിന്നും സന്തുലനത്തിലേക്ക് എത്തിച്ചേരാൻ സാധ്യമാണ്.

രാസസന്തുലനത്തിന്റെ ഗതികസ്വഭാവം ഹേബർ പ്രക്രിയ വഴിയുള്ള അമോണിയയുടെ നിർമാണത്തിലൂടെ വ്യക്തമാക്കാം. ഹേബർ, തന്റെ തുടർപരീക്ഷണങ്ങളിൽ, ഉയർന്ന ഊഷ്മാവിലും മർദത്തിലും എടുത്തിട്ടുള്ള നിശ്ചിത അളവിലുള്ള നൈട്രജനും ഹൈഡ്രജനും ഉപയോഗിച്ച് രാസപ്രവർത്തനത്തിന് തുടക്കമിടുകയും കൃത്യമായ ഇടവേളകളിൽ അമോണിയയുടെ അളവ് കണ്ടെത്തുകയും ചെയ്തു. രാസപ്രവർത്തനത്തിന് വിധേയമാകാത്ത ഹൈഡ്രജന്റെയും നൈട്രജന്റെയും ഗാഢത കണ്ടെത്തുന്നതിൽ അദ്ദേഹം വിജയിച്ചു. ചിത്രം 7.4 ൽ നിന്ന്, കുറച്ച് സമയത്തിനു ശേഷം അഭികാരകങ്ങൾ മിശ്രിതത്തിൽ ഉണ്ടെങ്കിൽകൂടി മിശ്രിതത്തിന്റെ സംഘടനം സ്ഥിരമായി നിൽക്കുന്നതായി കാണാം. ഇപ്രകാരമുള്ള സംഘടനത്തിലെ സ്ഥിരത, രാസപ്രവർത്തനം സന്തുലനത്തിൽ എത്തിയതായി സൂചിപ്പിക്കുന്നു. സന്തുലനത്തിന്റെ ഗതികസ്വഭാവം മനസിലാക്കുന്നതിനായി അമോണിയയുടെ നിർമാണം ഇതേ പ്രാരംഭ സാഹചര്യത്തിൽ നടത്തുക (ഭാഗിക മർദവും ഊഷ്മാവും). പക്ഷെ ഹൈഡ്രജനു പകരം D_2 (ഡ്യൂട്ടീരിയം) ഉപയോഗിക്കുക. പ്രവർത്തനമിശ്രിതം H_2 അല്ലെങ്കിൽ D_2 എന്നിവയിൽ ഏത് ഉപയോഗിച്ച് തുടങ്ങിയാലും ഒരേ സംഘടനത്തിൽ തന്നെ സന്തുലനത്തിൽ എത്തിച്ചേരുന്നു. H_2 , NH_1 എന്നിവയ്ക്കുപകരം D_2 , ND_3 എന്നിവ ആയിരിക്കുമെന്നുമാത്രം. സന്തുലനം നേടിയതിന് ശേഷം ഈ രണ്ട് മിശ്രിതങ്ങളും $(H_2, N_2, NH_3, D_2, N_2, ND_3)$... തമ്മിൽ ചേർത്തു കുറച്ചു സമയം വയ്ക്കുക.

അതിനുശേഷം ഈ മിശ്രിതം വിശകലനം ചെയ്താൽ അമോണിയയുടെ ഗാഢത നേരത്തെയുള്ളതു തന്നെയാണെന്നു കാണാം. എന്നാൽ ഈ മിശ്രിതത്തെ മാസ് സ്പെക്ട്രോമീറ്ററുപയോഗിച്ച് വിശകലനം ചെയ്താൽ അമോണിയയും ഡ്യൂട്ടീരിയം അടങ്ങിയ എല്ലാ അമോണിയ രൂപങ്ങളിലും (NH_3, NH_2D, NHD_2, ND_3). ഹൈഡ്രജനും അതിന്റെ ഡ്യൂട്ടീരിയം രൂപങ്ങളും (H_2, HD, D_2). അടങ്ങിയിട്ടുള്ളതായി കാണാം. ഇവിടെ തന്മാത്രകളിലുള്ള H, D ആറ്റങ്ങളുടെ ഇടകലരൽ സൂചിപ്പിക്കുന്നത് മിശ്രിതത്തിലുള്ള പുരോ-പശ്ചാത്പ്രവർത്തനങ്ങൾ തുടർന്നുകൊണ്ടേയിരിക്കുന്നു എന്നതാണ്. സന്തുലനാവസ്ഥയിൽ രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾ നിലയ്ക്കുമായിരുന്നുവെങ്കിൽ, ഇത്തരത്തിൽ ഐസോടോപ്പുകളുടെ മിശ്രണം സംഭവിക്കുമായിരുന്നില്ല.



ചിത്രം 7.4 $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ എന്ന സന്തുലനത്തിന്റെ ഗ്രാഫ്

അമോണിയയുടെ രൂപീകരണത്തിൽ ഐസോടോപ്പിന്റെ (ഡ്യൂട്ടീരിയം) ഉപയോഗത്തിലൂടെ വ്യക്തമാകുന്നത്, രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾ ഒരു ഗതികസന്തുലനാവസ്ഥയിലെത്തിച്ചേരുന്നു എന്നതാണ്. അതിൽ പുരോ-പശ്ചാത് പ്രവർത്തനങ്ങളുടെ നിരക്കുകൾ തുല്യമാവുകയും സംഘടനത്തിൽ യാതൊരു മാറ്റവും ഉണ്ടാകാതിരിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു.

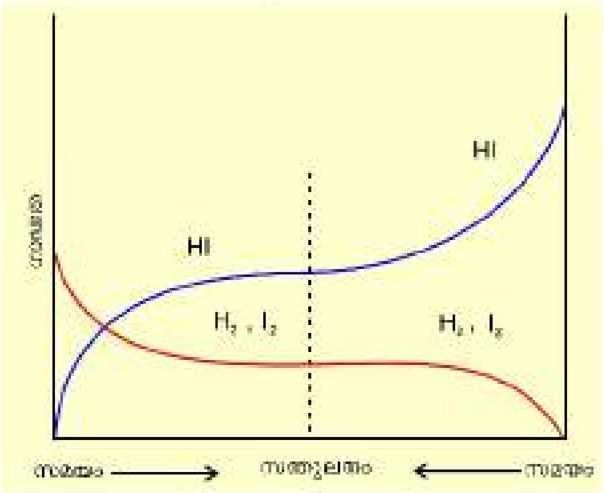
സന്തുലനം ഇരുവശത്തുനിന്നും കൈവരിക്കാം. അതായത് $H_{2(g)}$, $N_{2(g)}$ എന്നിവയിൽ തുടങ്ങി NH_3 ലഭ്യമാകുന്ന തരത്തിലോ, NH_3 ൽ തുടങ്ങി, അത് വിഘടിച്ച് $N_{2(g)}$ ഉം $H_{2(g)}$ ഉം ആകുന്ന തരത്തിലോ രാസസന്തുലനത്തിലെത്താം.

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$$

$$2NH_3(g) \rightleftharpoons N_2(g) + 3H_2(g)$$

ഇതുപോലെ മറ്റൊരു പ്രവർത്തനം സങ്കല്പിക്കുക. $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$. $H_2(g)$ ന്റെയും $I_2(g)$ ന്റെയും പ്രാരംഭഗാഢത ഒരുപോലെ എടുത്തുകൊണ്ട് പ്രവർത്തനം തുടങ്ങിയാൽ മുന്നോട്ടുള്ള ദിശയിൽ പ്രവർത്തനം തുടങ്ങുകയും H_2 ന്റെയും I_2 ന്റെയും ഗാഢത കുറയുകയും എന്നാൽ HI യുടെ ഗാഢത കൂടുകയും സന്തുലനത്തിലെത്തുമ്പോൾ എല്ലാ ഘടകങ്ങളുടെയും ഗാഢത സ്ഥിരമാകുകയും ചെയ്യുന്നു (ചിത്രം 7.5). HI മാത്രമെടുത്തും പ്രവർത്തനം നടത്താം. പിന്നോട്ടുള്ള ദിശയിൽ HI യുടെ ഗാഢത കുറയുകയും H_2 ന്റെയും I_2 ന്റെയും ഗാഢത വർധിക്കുകയും, സന്തുലനത്തിൽ എത്തിച്ചേരുമ്പോൾ എല്ലാ ഗാഢതകളും മാറ്റമില്ലാതെ തുടരുകയും ചെയ്യുന്നു (ചിത്രം 7.5). നിശ്ചിത വ്യാപ്തത്തിലുള്ള H ആറ്റങ്ങളുടെയും I ആറ്റങ്ങളു

ടെയും എണ്ണം തുല്യമാണെങ്കിൽ, ഏതു ദിശയിൽനിന്ന് രാസപ്രവർത്തനം തുടങ്ങിയാലും ഒരേ സന്തുലന മിശ്രിതം തന്നെ ലഭിക്കും.



ചിത്രം 7.5 $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ എന്ന രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ രാസസന്തുലനം ഇരുദിശയിൽ നിന്നും സാധിക്കാവുന്നതാണ്.

7.3 രാസസന്തുലനനിയമവും സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കവും (Law of Chemical Equilibrium and Equilibrium Constant)

സന്തുലനാവസ്ഥയിലുള്ള അഭികാരകങ്ങളുടെയും ഉത്പന്നങ്ങളുടെയും മിശ്രിതത്തെ സന്തുലനമിശ്രിതമെന്നു വിളിക്കുന്നു. ഇവിടെ സന്തുലനമിശ്രിതത്തിന്റെ സംഘടനത്തെപ്പറ്റി നിരവധി പ്രധാന ചോദ്യങ്ങൾക്ക് ഉത്തരം കണ്ടെത്തേണ്ടതുണ്ട്. ഒരു സന്തുലന മിശ്രിതത്തിൽ അഭികാരകങ്ങളുടെയും ഉൽപ്പന്നങ്ങളുടെയും ഗാഢത തമ്മിലുള്ള ബന്ധമെന്താണ്? പ്രാരംഭഗാഢതയിൽ നിന്ന് എങ്ങനെ സന്തുലന ഗാഢത കണ്ടെത്താൻ കഴിയും? സന്തുലനമിശ്രിതത്തിന്റെ സംഘടനം മാറ്റാൻ എന്തൊക്കെ ഘടകങ്ങൾ നമുക്ക് ഉപയോഗപ്പെടുത്താം? അവസാനചോദ്യം പ്രത്യേകിച്ചും പ്രാധാന്യമർഹിക്കുന്നത് വ്യാവസായിക രാസപദാർഥങ്ങളായിട്ടുള്ള H_2, NH_3, CaO തുടങ്ങിയവയുടെ നിർമാണത്തിനാവശ്യമായ സാഹചര്യങ്ങൾ തെരഞ്ഞെടുക്കുമ്പോഴാണ്.

ഈ ചോദ്യങ്ങൾക്കെല്ലാം ഉത്തരം കണ്ടെത്തുന്നതിനു വേണ്ടി പൊതുവായ ഒരു ഉഭയദിശാപ്രവർത്തനം സങ്കല്പിക്കുക.

$$A + B \rightleftharpoons C + D$$

ഇതിൽ Aയും Bയും സമീകൃത രാസസമവാക്യത്തിലെ അഭികാരകങ്ങളും, Cയും Dയും ഉൽപ്പന്നങ്ങളുമാണ്. നിരവധി ഉഭയദിശാപ്രവർത്തനങ്ങളുടെ പരീക്ഷണ പഠനത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ, നോർവീജിയൻ രസതന്ത്രജ്ഞരായ കാറ്റോ മാക്സിമില്യൻ ഗുൾഡ്ബെർഗ്, പീറ്റർ വേഗ് എന്നിവർ 1864ൽ സന്തുലന മിശ്രിതങ്ങളിലെ ഗാഢതകളെ തമ്മിൽ ബന്ധിപ്പിക്കുന്ന സന്തുലന സമവാക്യം മുന്നോട്ടു വച്ചു.

$$K_c = \frac{[C][D]}{[A][B]} \qquad (7.1)$$

ഇതിൽ K_c എന്നതിനെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കമെന്നും വലതുവശത്തുള്ള അനുപാതത്തെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്ക വ്യഞ്ജക (expression) മെന്നും പറയുന്നു.

സന്തുലനസമവാക്യം മാസ് ആക്ഷൻനിയമം എന്നും അറിയപ്പെടുന്നു. എന്തെന്നാൽ, രസതന്ത്രത്തിന്റെ ആദ്യകാലഘട്ടങ്ങളിൽ, ഗാഢതയെ ആക്റ്റീവ് മാസ് എന്നും വിളിച്ചിരുന്നു. ഇത് കൂടുതൽ മനസിലാക്കുന്നതിനായി വാതകഹൈഡ്രജനും അയഡിനും തമ്മിലുള്ള പ്രവർത്തനം സീൽചെയ്ത പാത്രത്തിൽ 731 Kൽ സംഭവിക്കുന്നത് പരിഗണിക്കുക.

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$$
1 മോൾ 1 മോൾ 2 മോൾ

വ്യത്യസ്ത ആരംഭസാഹചര്യങ്ങൾ അവലംബിച്ചുകൊണ്ട് ആറ് സെറ്റ് പരീക്ഷണങ്ങൾ നടത്തി. വാതക H_2 ഉം I_2 ഉം സീൽ ചെയ്ത പാത്രത്തിലെടുത്തുകൊണ്ട് ആദ്യ നാലുപരീക്ഷണങ്ങളും (1, 2, 3, 4) **HI** മാത്രമെടുത്ത് അടുത്ത രണ്ട് പരീക്ഷണങ്ങളും(5, 6) നടത്തി. H_2-നോ, I_2-നോ, രണ്ടും കൂടിയോ വ്യത്യസ്ത ഗാഢതകളിലെടുത്തുകൊണ്ട്, 1,2,3,4 പരീക്ഷണങ്ങൾ നടത്തി. രാസപ്രവർത്തനം പുരോഗമിക്കുമ്പോൾ പർപ്പിൾ നിറത്തിന്റെ ഗാഢത സ്ഥിരമായി നിൽക്കുമ്പോൾ സന്തുലനം കൈവരിച്ചിരിക്കുന്നതായി നിരീക്ഷിക്കാം. അതുപോലെതന്നെ, പരീക്ഷണങ്ങൾ 5-ലും, 6-ലും വിപരീത ദിശയിൽ നിന്ന് സന്തുലനം കൈവരിച്ചതായി കാണാം.

ആറ് സെറ്റ് പരീക്ഷണങ്ങളിൽ നിന്ന് ലഭിച്ച ദത്തങ്ങൾ പട്ടിക (7.2) ൽ നൽകിയിരിക്കുന്നു.

1, 2, 3, 4 പരീക്ഷണങ്ങളിൽ നിന്ന് ഹൈഡ്രജന്റെ പ്രവർത്തിച്ച മോളുകളുടെ എണ്ണം = അയഡിന്റെ പ്രവർത്തിച്ച മോളുകളുടെ എണ്ണം = ½ (രൂപീകരിക്കപ്പെട്ട HI-യുടെ മോളുകളുടെ എണ്ണം). 5, 6 പരീക്ഷണങ്ങളും സൂചിപ്പിക്കുന്നത്,

$[H_2(g)]_{eq} = [I_2(g)]_{eq}$ എന്നതാണ്.

മേൽപ്പറഞ്ഞ വസ്തുതകളിൽ നിന്ന് അഭികാരകങ്ങളുടെയും ഉൽപ്പന്നങ്ങളുടെയും ഗാഢതകൾ തമ്മിലുള്ള ബന്ധം സ്ഥാപിക്കുന്നതിന് വ്യത്യസ്ത സംഘടനയുള്ള മിശ്രിതങ്ങൾ പരീക്ഷിക്കാം. ഈ ലളിതമായ വ്യഞ്ജകം പരിഗണിക്കുക.

$$[HI(g)]_{eq} / [H_2(g)]_{eq} [I_2(g)]_{eq}$$

പട്ടിക 7.2 H_2, I_2, HI എന്നിവയുടെ പ്രാരംഭ, സന്തുലനഗാഢതകൾ

പരീക്ഷണ ക്രമനമ്പർ	പ്രാരംഭഗാഢത /mol L^{-1}			സന്തുലനഗാഢത /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}

പട്ടിക 7.3 ൽ നിന്ന് കാണാൻ കഴിയുന്നത് അഭികാരങ്ങളുടെയും ഉൽപ്പന്നങ്ങളുടെയും സന്തുലനഗാഢത ഉൾപ്പെടുത്തിയാൽ, മേൽപ്പറഞ്ഞ വ്യഞ്ജകം സ്ഥിരസംഖ്യയിൽ നിന്ന് നല്ല വ്യതിയാനം കാണിക്കുന്നു എന്നതാണ്. എന്നാൽ ചുവടെ ചേർത്തിട്ടുള്ള വ്യഞ്ജകത്തിൽ

$$[HI(g)]^2_{eq} \,/\, [H_2(g)]_{eq}\,[I_2(g)]_{eq}$$

പട്ടിക 7.3 അഭികാരകങ്ങളുടെ സന്തുലന ഗാഢത ഉൾപ്പെടുന്ന വ്യഞ്ജകം

ക്രമനമ്പർ	$\frac{[HI(g)]_{eq}}{[H_2(g)]_{eq}\,[I_2(g)]_{eq}}$	$\frac{[HI(g)]^2_{eq}}{[H_2(g)]_{eq}\,[I_2(g)]_{eq}}$
1	1840	46.4
2	1610	47.6
3	1400	46.7
4	1520	46.9
5	1970	46.4
6	790	46.4

$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$

സന്തുലന ഗാഢതകൾ ചേർക്കുമ്പോൾ, ആറ് പരീക്ഷണങ്ങളിലും സ്ഥിരസംഖ്യാ മൂല്യം ലഭ്യമാകുന്നതായി കാണാം (പട്ടിക 7.3 ൽ കാണുന്നതു പോലെ). ഇതിലെ അഭികാരകങ്ങളുടെയും ഉൽപ്പന്നങ്ങളുടെയും ഗാഢതയുടെ കൃതി യഥാർഥത്തിൽ രാസ സമവാക്യത്തിലുള്ള രാസസമീകരണമിതീയഗുണോത്തരങ്ങളാണെന്ന് കാണാൻ കഴിയും. അതിനാൽ $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ എന്ന പ്രവർത്തനത്തിന് 7.1 എന്ന സമവാക്യമനുസരിച്ച്, സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം K_c (equilibrium constant) ഇങ്ങനെയെഴുതാം,

$$K_c = [HI(g)]^2_{eq} \,/\, [H_2(g)]_{eq}\,[I_2(g)]_{eq} \quad (7.2)$$

സാധാരണയായി കീഴ്ക്കുറിപ്പായ 'eq' (സന്തുലനത്തെ സൂചിപ്പിക്കുന്നത്) ഗാഢതയുടെ പദങ്ങളിൽ നിന്ന് ഒഴിവാക്കും. K_c യുടെ വ്യഞ്ജകത്തിൽ ഉള്ള ഗാഢതകൾ സന്തുലനമൂല്യങ്ങളിലുള്ളതാണ്. അതിനാൽ നമുക്ക് ഇങ്ങനെ എഴുതാം.

$$K_c = [HI(g)]^2 \,/\, [H_2(g)]\,[I_2(g)] \quad (7.3)$$

കീഴ് കുറിപ്പായ 'c' സൂചിപ്പിക്കുന്നത് K_c യുടെ സമവാക്യത്തിലെ ഗാഢതകൾ മോൾ ലിറ്റർ$^{-1}$ ലാണ് ഉപയോഗിക്കേണ്ടതെന്നാണ്.

ഒരു നിശ്ചിത താപനിലയിൽ സമീകൃതരാസസമവാക്യത്തിലെ അതത് സമീകരണമിതീയഗുണോത്തരങ്ങൾ കൃതികളാക്കി എടുത്തിട്ടുള്ള, രാസപ്രവർത്തന ഉല്പന്നങ്ങളുടെ ഗാഢതകളുടെ ഗുണനഫലത്തെ അഭികാരകങ്ങളുടെ ഗാഢതകളുടെ ഗുണനഫലംകൊണ്ട് ഹരിച്ചാൽ ഒരു സ്ഥിരസംഖ്യ ലഭ്യമാകുന്നു. ഇത് സന്തുലനനിയമം അഥവാ രാസസന്തുലനനിയമം എന്നറിയപ്പെടുന്നു.

$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ എന്ന പൊതു രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം,

$$K_c = [C]^c[D]^d \,/\, [A]^a[B]^b$$

[A], [B], [C], [D] എന്നിവ അഭികാരകങ്ങളുടെയും ഉൽപ്പന്നങ്ങളുടെയും സന്തുലനഗാഢതകളാണ്.

$$4NH_3(g) + 5O_2(g) \rightleftharpoons 4NO(g) + 6H_2O(g)$$

എന്ന രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം.

$$K_c = [NO]^4[H_2O]^6 \,/\, [NH_3]^4\,[O_2]^5$$

വിവിധ ഘടകങ്ങളുടെ മോളാർ ഗാഢതകൾ സൂചിപ്പിക്കാനായി അവയെ ചതുരബ്രാക്കറ്റിൽ ഉൾക്കൊള്ളിച്ചിരിക്കുന്നു. മുകളിലെ രാസസന്തുലനത്തെ സംബന്ധിച്ച് പരാമർശിച്ചതുപോലെ ഇവിടെയും സന്തുലനഗാഢതകളാണ് പരിഗണിച്ചിട്ടുള്ളത്. സന്തുലനസ്ഥിരാങ്ക പ്രകാശനത്തിൽ, ഓരോ ഘടകത്തിന്റേയും പ്രാവസ്ഥയെ സൂചിപ്പിക്കുന്ന പ്രതീകങ്ങൾ (s, l, g) പൊതുവെ ഒഴിവാക്കിയിരിക്കുന്നു.

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g) \quad (7.5)$$

എന്ന രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം ഇങ്ങനെ എഴുതാം.

$$K_c = [HI]^2 / [H_2][I_2] = x \quad (7.6)$$

ഇതേ താപനിലയിൽ വിപരീതദിശയിലുള്ള രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം, അതായത് $2HI(g) \rightleftharpoons H_2(g) + I_2(g)$ എന്നതിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം.

$$K'_c = [H_2][I_2] / [HI]^2 = 1/x = 1/K_c \quad (7.7)$$

അതായത് $K'_c = 1/K_c$ (7.8)

പശ്ചാത്പ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം പുരോപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കത്തിന്റെ വ്യുൽക്രമമാണ്.

രാസസമവാക്യത്തിലെ സമീകരണമിതീയ ഗുണാങ്കങ്ങളെ മൊത്തത്തിൽ ഒരു ഘടകമുപയോഗിച്ച് ഗുണിച്ച് മാറ്റം വരുത്തിയാൽ, സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കത്തിന്റെ പ്രകാശനത്തിലും ആ മാറ്റം പ്രതിഫലിക്കുമെന്ന് ഉറപ്പുവരുത്തേണ്ടതുണ്ട്. ഉദാ: പ്രവർത്തനം 7.5 ചുവടെ ചേർത്തിട്ടുള്ളതുപോലെ എഴുതിയാൽ,

$$\tfrac{1}{2} H_2(g) + \tfrac{1}{2} I_2(g) \rightleftharpoons HI(g) \quad (7.9)$$

ഈ രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം,

$$K''_c = [HI] / [H_2]^{1/2}[I_2]^{1/2} = \{[HI]^2 / [H_2][I_2]\}^{1/2}$$

$$= x^{1/2} = K_c^{1/2} \quad (7.10)$$

സമവാക്യം (7.5) നെ n ഉപയോഗിച്ച് ഗുണിച്ചാൽ, $nH_2(g) + nI_2(g) \rightleftharpoons 2nHI(g)$ എന്നു കിട്ടും. (7.11)

അതിനാൽ, രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം K_c^n ആകുന്നു. ഈ കണ്ടെത്തലുകളെ ചുരുക്കി പട്ടിക 7.4 ൽ ഉൾപ്പെടുത്തിയിരിക്കുന്നു. സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കങ്ങളായ K_c, K'_c എന്നിവയ്ക്ക് വ്യത്യസ്ത മൂല്യങ്ങളായതിനാൽ, സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കങ്ങളുടെ മൂല്യം എഴുതുമ്പോൾ ഏതു രൂപത്തിലുള്ള സമീകരിച്ച രാസസമവാക്യങ്ങളാണെന്ന് ചൂണ്ടിക്കാണിക്കേണ്ടത് പ്രധാനമാണ്.

പട്ടിക 7.4 ഒരു പൊതു രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെയും അതിന്റെ ഗുണിതങ്ങളുടെയും സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കങ്ങൾ തമ്മിലുള്ള ബന്ധം.

രാസസമവാക്യം	സന്തുലന സ്ഥിരാങ്കം
$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$	K_c
$cC + dD \rightleftharpoons aA + bB$	$K'_c = (1/K_c)$
$naA + nbB \rightleftharpoons ncC + ndD$	$K''_c = (K_c^n)$

പ്രശ്നം 7.1

500K-ൽ N_2 ൽ നിന്നും H_2ൽ നിന്നുമുള്ള അമോണിയയുടെ രൂപീകരണസന്തുലനത്തിൽ താഴെ പറയുന്ന ഗാഢതകൾ ലഭ്യമായി. $[N_2] = 1.5 \times 10^{-2}$ M, $[H_2] = 3.0 \times 10^{-2}$ M, $[NH_3] = 1.2 \times 10^{-2}$ M. സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം കണ്ടുപിടിക്കുക.

ഉത്തരം

$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ എന്ന രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം,

$$K_c = \frac{[NH_3(g)]^2}{[N_2(g)][H_2(g)]^3}$$

$$= \frac{(1.2 \times 10^{-2})^2}{(1.5 \times 10^{-2})(3.0 \times 10^{-2})^3}$$

$$= 0.106 \times 10^4 = 1.06 \times 10^3$$

പ്രശ്നം 7.2

സന്തുലനത്തിൽ, 800K - ൽ സീൽ ചെയ്ത പാത്രത്തിലുള്ള ഗാഢതകൾ $[N_2] = 3.0 \times 10^{-3}$ M, $[O_2] = 4.2 \times 10^{-3}$ M, $[NO] = 2.8 \times 10^{-3}$ M.

$N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$ എന്ന രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ K_c എന്താണ്?

ഉത്തരം

രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ നിന്ന് സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം K_c,

$$K_c = \frac{[NO]^2}{[N_2][O_2]}$$

$$= \frac{(2.8 \times 10^{-3}\,M)^2}{(3.0 \times 10^{-3}\,M)(4.2 \times 10^{-3}\,M)}$$

$$= 0.622$$

7.4 ഏകാത്മകസന്തുലനങ്ങൾ (Homogeneous equilibrium)

ഒരു ഏകാത്മകവ്യൂഹത്തിൽ, എല്ലാ അഭികാരകങ്ങളും, ഉൽപന്നങ്ങളും ഒരേ പ്രാവസ്ഥയിൽ ആയിരിക്കും. ഉദാ: വാതകാവസ്ഥയിലുള്ള $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ എന്ന രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ, അഭികാരകങ്ങളും ഉൽപ്പന്നങ്ങളും ഏകാത്മകാവസ്ഥയിലാണ്. അതുപോലെ ചുവടെ ചേർത്തിട്ടുള്ള രാസപ്രവർത്തനങ്ങളിൽ

$$CH_3COOC_2H_5 (aq) + H_2O (l) \rightleftharpoons CH_3COOH (aq) + C_2H_5OH (aq);$$

$$Fe^{3+} (aq) + SCN^- (aq) \rightleftharpoons Fe(SCN)^{2+} (aq)$$

എല്ലാ അഭികാരകങ്ങളും ഉൽപ്പന്നങ്ങളും ഏകാത്മകലായനി അവസ്ഥയിലാണ്. ചില ഏകാത്മകപ്രവർത്തനങ്ങളുടെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം പരിഗണിക്കാം.

7.4.1 വാതകവ്യൂഹങ്ങളിലെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം

രാസപ്രവർത്തനങ്ങളുടെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം ഇതുവരെ പ്രയോഗിച്ചത് അഭികാരകങ്ങളുടേയും ഉൽപന്നങ്ങളുടേയും മോളാർ ഗാഢതകളിലും പ്രതീകമായ K_c ഉപയോഗിച്ചു കൊണ്ടുമാണ്. വാതകങ്ങൾ ഉൾപ്പെടുന്ന രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾക്ക് ഭാഗികമർദ്ദത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിലുള്ള സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കമാണ് കൂടുതൽ അനുയോജ്യമായത്.

ആദർശവാതകസമവാക്യം

$$pV = nRT$$

$$\Rightarrow p = \frac{n}{V}RT$$

ഇവിടെ p, പാസ്ക്കലിലുള്ള മർദവും n, വാതകത്തിന്റെ മോളുകളുടെ എണ്ണവും, V m^3 -ലുള്ള വ്യാപ്തവും T, കെൽവിനുള്ള താപനിലയുമാണ്.

അതിനാൽ, n/V എന്നത് മോൾ/m^3 എന്ന ഏകകത്തിലുള്ള ഗാഢതയാണ്. ഗാഢത c മോൾ/ലിറ്റർ അല്ലെങ്കിൽ മോൾ/dm^3 ലുള്ളതും p ബാറിലും ആയാൽ

$$p = cRT,$$

P = [വാതകം] RT എന്നും നമുക്കെഴുതാം.

ഇവിടെ, $R = 0.0831$ bar L mol^{-1} K^{-1}

ഒരു നിശ്ചിതതാപനിലയിൽ വാതകത്തിന്റെ മർദം ഗാഢതയ്ക്ക് നേർ അനുപാതത്തിലാണ്. അതായത്

$p \propto$ [വാതകം].

$$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$$

എന്ന രാസസന്തുലനത്തിന്,

$$K_c = \frac{[HI(g)]^2}{[H_2(g)][I_2(g)]}$$

അല്ലെങ്കിൽ $$K_p = \frac{(p_{HI})^2}{(p_{H_2})(p_{I_2})}$$

എന്നെഴുതാം. (7.12)

കൂടാതെ,

$$p_{HI} = [HI(g)]RT$$

$$p_{I_2} = [I_2(g)]RT$$

$$p_{H_2} = [H_2(g)]RT$$

ആയതിനാൽ,

$$K_p = \frac{(p_{HI})^2}{(p_{H_2})(p_{I_2})} = \frac{[HI(g)]^2[RT]^2}{[H_2(g)]RT \cdot [I_2(g)]RT}$$

$$= \frac{[HI(g)]^2}{[H_2(g)][I_2(g)]} = K_c \qquad (7.13)$$

ഈ ഉദാഹരണത്തിൽ, $K_p = K_c$. അതായത്, രണ്ട് സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കങ്ങളും തുല്യമാണ്. എന്നാൽ എല്ലായ്പ്പോഴും ഇങ്ങനെയാകണമെന്നില്ല. ഉദാഹരണത്തിന്

$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ എന്ന രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ

$$K_p = \frac{(p_{NH_3})^2}{(p_{N_2})(p_{H_2})^3}$$

$$= \frac{[NH_3(g)]^2[RT]^2}{[N_2(g)]RT \cdot [H_2(g)]^3(RT)^3}$$

$$= \frac{[NH_3(g)]^2[RT]^{-2}}{[N_2(g)][H_2(g)]^3} = K_c(RT)^{-2}$$

$$\text{or } K_p = K_c(RT)^{-2} \qquad (7.14)$$

അതുപോലെ, സന്തുലനത്തിലുള്ള ഒരു പൊതു രാസപ്രവർത്തനമായ

$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ പരിഗണിച്ചാൽ

$$K_p = \frac{(p_C^c)(p_D^d)}{(p_A^a)(p_B^b)} = \frac{[C]^c[D]^d(RT)^{(c+d)}}{[A]^a[B]^b(RT)^{(a+b)}}$$

$$= \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} (RT)^{(c+d)-(a+b)}$$

$$= \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} (RT)^{\Delta n} = K_c (RT)^{\Delta n} \qquad (7.15)$$

ഇവിടെ Δn = വാതകാവസ്ഥയിലുള്ള ഉൽപ്പന്നങ്ങളുടെ മോളുകളുടെ എണ്ണം - വാതകാവസ്ഥയിലുള്ള അഭികാരകങ്ങളുടെ മോളുകളുടെ എണ്ണം (സമീകരിച്ച രാസസമവാക്യത്തിലുള്ളത്). K_p യുടെ മൂല്യം കണക്ക് കൂട്ടുമ്പോൾ, മർദത്തിന്റെ പ്രമാണാവസ്ഥ 1 bar ആയതിനാൽ bar എന്ന യൂണിറ്റിലുള്ള മർദം വേണം പരിഗണിക്കേണ്ടത്. ഒരു പാസ്കൽ, 1 Pa=1Nm^{-2}, എന്നും ഒരു ബാർ = 10^5 Pa എന്നും നമ്മൾ യൂണിറ്റിൽ നാം മനസിലാക്കിയതാണ്. വ്യത്യസ്ത താപനിലയിലുള്ള തെരഞ്ഞെടുത്ത ചുരുക്കം ചില പ്രവർത്തനങ്ങളുടെ K_p മൂല്യങ്ങൾ പട്ടിക 7.5 ൽ നൽകിയിരിക്കുന്നു.

പട്ടിക 7.5 തിരഞ്ഞെടുത്ത ചുരുക്കം ചില രാസപ്രവർത്തനങ്ങളുടെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കങ്ങൾ

രാസപ്രവർത്തനം	താപനില	K_p
$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3$	298	6.8×10^5
	400	41
	500	3.6×10^{-2}
$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$	298	4.0×10^{24}
	500	2.5×10^{10}
	700	3.0×10^4
$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$	298	0.98
	400	47.9
	500	1700

പ്രശ്നം 7.3

500 K-ൽ സന്തുലനത്തിലുള്ള PCl_5, PCl_3, Cl_2 ഇവയുടെ ഗാഢതകൾ 1.59M PCl_3, 1.59M Cl_2 1.41 M PCl_5 എന്നിങ്ങനെയാണ്.

$PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$

എന്ന രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ K_c കണക്കാക്കുക.

ഉത്തരം

മേൽപ്പറഞ്ഞ രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം ഇങ്ങനെ എഴുതാം.

$$K_c = \frac{[PCl_3][Cl_2]}{[PCl_5]} = \frac{(1.59)^2}{(1.41)} = 1.79$$

പ്രശ്നം 7.4

$CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g)$ എന്ന രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ 800 K -ലുള്ള K_c യുടെ മൂല്യം 4.24. 800 K ലുള്ള CO_2, H_2, CO, H_2O എന്നിവയുടെ സന്തുലനഗാഢതകൾ കണ്ടെത്തുക. തുടക്കത്തിൽ CO യും H_2O യും 0.10M ഗാഢതയിൽ മാത്രമാണുള്ളതെന്നു കരുതുക.

ഉത്തരം

$CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g)$ എന്ന രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ

തുടക്കഗാഢത

0.1M 0.1M 0 0

ഓരോ ഉൽപന്നവും x മോൾ വീതം ഉണ്ടാവുകയാണെങ്കിൽ സന്തുലനത്തിലുള്ള ഗാഢത.

(0.1-x) M (0.1-x) M x M x M

x എന്നത് CO_2 ന്റെയും H_2 ന്റെയും സന്തുലനത്തിലുള്ള ഗാഢതയാണ്.

അതുകൊണ്ട്, സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം ഇപ്രകാരം എഴുതാം.

$K_c = x^2/(0.1-x)^2 = 4.24$

$x^2 = 4.24(0.01 + x^2 - 0.2x)$

$x^2 = 0.0424 + 4.24x^2 - 0.848x$

$3.24x^2 - 0.848x + 0.0424 = 0$

$a = 3.24,\ b = -0.848,\ c = 0.0424$

ദ്വിമാനസമവാക്യമായ $ax^2 + bx + c = 0$, ന്റെ നിർധാരണമൂല്യം,

$$x = \frac{\left(-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}\right)}{2a}$$

$x = 0.848 \pm \sqrt{(0.848)^2 - 4(3.24)(0.0424)}/2(3.24)$

$x = (0.848 \pm 0.4118)/6.48$

$x_1 = (0.848 - 0.4118)/6.48 = 0.067$

$x_2 = (0.848 + 0.4118)/6.48 = 0.194$

0.194 എന്ന മൂല്യം അവഗണിക്കാം. കാരണം അത് പ്രാരംഭഗാഢതയെക്കാൾ ഉയർന്ന ഗാഢതയാണ് നൽകുന്നത്.

അതിനാൽ സന്തുലനഗാഢതകൾ

$[CO_2] = [H_2] = x = 0.067$ M

$[CO] = [H_2O] = 0.1 - 0.067 = 0.033$ M

പ്രശ്നം 7.5

സന്തുലനത്തിലുള്ള രാസപ്രവർത്തനം

$2NOCl(g) \rightleftharpoons 2NO(g) + Cl_2(g)$ പരിഗണിക്കുക.

1069 K-ൽ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം K_c യുടെ മൂല്യം 3.75×10^{-6}. ഈ താപനിലയിലുള്ള രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ K_p കണ്ടെത്തുക?

ഉത്തരം

നമുക്കറിയാം

$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$

മുകളിലുള്ള രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ

$\Delta n = (2+1) - 2 = 1$

$K_p = 3.75 \times 10^{-6} (0.0831 \times 1069)$

$K_p = 3.33 \times 10^{-4}$

7.5 ഭിന്നാത്മകസന്തുലനങ്ങൾ (Heterogeneous equilibria)

ഒന്നിൽ കൂടുതൽ പ്രാവസ്ഥകളുള്ള (phases) വ്യൂഹത്തിലെ സന്തുലനത്തെയാണ് ഭിന്നാത്മകസന്തുലനം എന്നു പറയുന്നത്. ഒരു അടച്ച പാത്രത്തിലുള്ള ജലബാഷ്പവും ദ്രാവകജലവും തമ്മിലുള്ള സന്തുലനം ഭിന്നാത്മകസന്തുലനത്തിന് ഉദാഹരണമാണ്.

$H_2O(l) \rightleftharpoons H_2O(g)$

ഈ ഉദാഹരണത്തിൽ ഒരു വാതകാവസ്ഥയും ദ്രാവകാവസ്ഥയുമുണ്ട്. ഇതേ രീതിയിലാണ് ഒരു ഖരപദാർഥവും അതിന്റെ പൂരിതലായനിയും തമ്മിലുള്ള സന്തുലനം.

$Ca(OH)_2(s) + (aq) \rightleftharpoons Ca^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$ ഇത് ഒരു ഭിന്നാത്മകസന്തുലനമാണ്.

ഭിന്നാത്മകസന്തുലനങ്ങളിൽ മിക്കവാറും ശുദ്ധ ഖരങ്ങളോ ദ്രാവകങ്ങളോ ആണുള്ളത്. ശുദ്ധ ഖരങ്ങളോ ദ്രാവകങ്ങളോ അടങ്ങിയ ഭിന്നാത്മകസന്തുലനങ്ങൾക്കുള്ള സന്തുലന സ്ഥിരാങ്കത്തിന്റെ ഗണിതരൂപത്തെ ലളിതവത്ക്കരിക്കാൻ കഴിയും. അതിനു കാരണം, ശുദ്ധ ഖര-ദ്രാവകങ്ങളുടെ മോളാർഗാഢത സ്ഥിരമാണെന്നതാണ്. (അതായത്, അവയുടെ അളവുമായി ബന്ധമില്ല). മറ്റൊരു തരത്തിൽ പറഞ്ഞാൽ, 'X' എന്ന ഒരു പദാർഥം ഉൾപ്പെട്ടിട്ടുണ്ടെങ്കിൽ, അത് എത്ര അളവിലെടുത്താലും [X(s)] ഉം [X(l)] ഉം സ്ഥിരമാണ്. ഇതിനു വിപരീതമായി, നിശ്ചിതവ്യാപ്തത്തിലുള്ള X ന്റെ അളവ് മാറുന്നതിനനുസരിച്ച് [X(g)] ഉം [X(aq)] ഉം മാറുന്നു. കാത്സ്യം കാർബണേറ്റിന്റെ താപവിഘടനം, ഭിന്നാത്മകരാസസന്തുലനത്തിൽ പ്രധാനപ്പെട്ടതും പഠനവിധേയമാക്കേണ്ടുന്നതുമായ ഉദാഹരണമാണ്.

$CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$ (7.16)

സമീകരണമിതീയരാസസമവാക്യത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ,

$$K_c = \frac{[CaO(s)][CO_2(g)]}{[CaCO_3(s)]}$$

$[CaCO_3(s)]$, $[CaO(s)]$ എന്നിവ രണ്ടും സ്ഥിരമായതിനാൽ കാത്സ്യം കാർബണേറ്റിന്റെ താപീയവിഘടനത്തിന്റെ പരിഷ്കരിച്ച സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം

$K'_c = [CO_2(g)]$ (7.17)

or $K_p = p_{CO_2}$ (7.18)

സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കത്തിന്റെ ഏകകങ്ങൾ

സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം K_c യുടെ മൂല്യം കിട്ടുന്നതിനു വേണ്ടി mol L^{-1} - ലുള്ള ഗാഢതയുടെ പദങ്ങൾ സമവാക്യത്തിൽ ചേർക്കുന്നു. K_p ലഭിക്കുന്നതിന് Pa, kPa, bar അല്ലെങ്കിൽ അറ്റ്മോസ്ഫിയർ എന്നീ ഏകകങ്ങളിലുള്ള ഭാഗിക മർദപദങ്ങൾ ഉപയോഗിക്കാം. അംശത്തിന്റെയും ഛേദത്തിന്റെയും കൃതികൾ തുല്യമാകുന്ന സാഹചര്യമൊഴികെ, മൊളാരിറ്റി അല്ലെങ്കിൽ മർദത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിലുള്ള സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കത്തിന്റെ ഏകകങ്ങൾ ലഭ്യമാകുന്നു.

ചുവടെ ചേർത്തിട്ടുള്ള രാസപ്രവർത്തനങ്ങളിൽ

$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI$ എന്നതിന്റെ K_c ക്കും K_p ക്കും യൂണിറ്റുകളില്ല.

$N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$, K_c യുടെ ഏകകം mol L^{-1} ഉം K_p യുടെ ഏകകം bar ഉം ആകുന്നു.

അഭികാരകങ്ങളെയും ഉത്പന്നങ്ങളെയും പ്രമാണാവസ്ഥയിൽ സൂചിപ്പിച്ചാൽ, സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കങ്ങളെ ഏകകരഹിതഅളവുകളായും നമുക്ക് പ്രയോഗിക്കാം. ശുദ്ധമായ വാതകത്തിന് പ്രമാണാവസ്ഥ ഒരു bar ആണ്. അതിനാൽ പ്രമാണാവസ്ഥയിലുള്ള 4 bar മർദത്തെ 4 bar/1 bar= 4 എന്ന് സൂചിപ്പിക്കാം. അത് ഒരു ഏകക രഹിതസംഖ്യയാണ്. ഒരു ലീനത്തിന്റെ പ്രമാണാവസ്ഥ (c_0), ഒരു മോളാർ ലായനിയാണെന്നതിനാൽ, എല്ലാ ഗാഢതകളും അതിനെ ആസ്പദമാക്കി അളക്കാൻ സാധിക്കും. തെരഞ്ഞെടുത്ത പ്രമാണാവസ്ഥയെ ആശ്രയിച്ചായിരിക്കും സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കത്തിന്റെ സംഖ്യാമൂല്യം. അതുകൊണ്ട്, ഈ വ്യൂഹത്തിൽ K_p യും K_c യും ഏകകരഹിത അളവുകളാണെങ്കിലും വ്യത്യസ്ത പ്രമാണാവസ്ഥയിൽ വ്യത്യസ്ത സംഖ്യാമൂല്യങ്ങളായിരിക്കും ഉണ്ടാകുക.

ഇത് കാണിക്കുന്നത് ഒരു പ്രത്യേക താപനിലയിൽ CaO(s) ഉം $CaCO_3(s)$ ഉം ആയി സന്തുലനത്തിലുള്ള CO_2 ന്റെ ഗാഢതയും മർദവും സ്ഥിരമായിരിക്കുന്നു എന്നാണ്. 1100K ൽ, $CaCO_3(s)$ ഉം CaO(s) ഉം ആയി

സന്തുലനത്തിലുള്ള CO_2ന്റെ മർദം 2.0×10^5 Pa ആണെന്ന് പരീക്ഷണത്തിലൂടെ കണ്ടെത്തിയിട്ടുണ്ട്. അതിനാൽ മേൽപ്പറഞ്ഞ പ്രവർത്തനത്തിന്റെ 1100 K -ലുള്ള സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം,

$$K_p = p_{CO_2} = 2 \times 10^5 \text{ Pa} / 10^5 \text{ Pa} = 2.00$$

അതുപോലെ, നിക്കൽ, കാർബൺ മോണോക്സൈഡ്, നിക്കൽ കാർബണൈൽ (നിക്കലിന്റെ ശുദ്ധീകരണത്തിന് ഉപയോഗിക്കുന്നത്) എന്നിവയുടെ സന്തുലനത്തിൽ

$$Ni(s) + 4\,CO(g) \rightleftharpoons Ni(CO)_4(g),$$

സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം ഇങ്ങനെ എഴുതാം,

$$K_c = \frac{[Ni(CO)_4]}{[CO]^4}$$

ഭിന്നാത്മകസന്തുലനത്തിൽ, സന്തുലനം നിലനിൽക്കണമെങ്കിൽ ശുദ്ധഖരവസ്തുക്കളോ ദ്രാവകങ്ങളോ അടങ്ങിയിരിക്കണമെന്ന് (എത്രമാത്രം ചെറുതായിരുന്നാൽ കൂടിയും) ഓർക്കേണ്ടതുണ്ട്. എന്നാൽ, അവയുടെ ഗാഢതയോ ഭാഗികമർദമോ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കത്തിന്റെ ഗണിതരൂപത്തിൽ ഉണ്ടാകില്ല.

$$Ag_2O(s) + 2HNO_3(aq) \rightleftharpoons 2AgNO_3(aq) + H_2O(l)$$

ഈ രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ, സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം,

$$K_c = \frac{[AgNO_3]^2}{[HNO_3]^2}$$

പ്രശ്നം 7.6

$$CO_2(g) + C(s) \rightleftharpoons 2CO(g)$$

ഈ പ്രവർത്തനത്തിലെ K_p യുടെ മൂല്യം 1000 K -ൽ 3.0 ആണ്. തുടക്കത്തിൽ $p_{CO_2} = 0.48$ bar, $p_{CO} = 0$ bar, ശുദ്ധമായ ഗ്രാഫൈറ്റും അടങ്ങിയിട്ടുണ്ടെങ്കിൽ, CO യുടെയും CO_2 ന്റെയും സന്തുലന ഭാഗികമർദങ്ങൾ കണ്ടെത്തുക.

ഉത്തരം

ഈ രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ CO_2 ന്റെ മർദത്തിലെ കുറവ് 'x' ആണെന്നിരിക്കട്ടെ.

	$CO_2(g)$ + $C(s)$ ⇌	$2CO(g)$
പ്രാരംഭമർദം	0.48 bar	$2x$ bar
സന്തുലനത്തിൽ	$(0.48-x)$ bar	

$$K_p = \frac{p_{CO}^2}{p_{CO_2}}$$

$K_p = (2x)^2/(0.48 - x) = 3$

$4x^2 = 3(0.48 - x)$

$4x^2 = 1.44 - x$

$4x^2 + 3x - 1.44 = 0$

$a = 4, b = 3, c = -1.44$

$$x = \frac{\left(-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}\right)}{2a}$$

$= [-3 \pm \sqrt{(3)^2 - 4(4)(-1.44)}]/2 \times 4$

$= (-3 \pm 5.66)/8$

$= (-3 + 5.66)/8$ (x ന്റെ മൂല്യം നെഗറ്റീവാകാൻ സാധിക്കാത്തതുകൊണ്ട് നമുക്ക് നെഗറ്റീവ് മൂല്യം അവഗണിക്കാം.)

$x = 2.66/8 = 0.33$

സന്തുലനഭാഗികമർദങ്ങൾ ഇവയാണ്

$p_{CO} = 2x = 2 \times 0.33 = 0.66$ bar

$p_{CO_2} = 0.48 - x = 0.48 - 0.33 = 0.15$ bar

7.6 സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കങ്ങളുടെ ഉപയോഗങ്ങൾ

സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കങ്ങളുടെ ഉപയോഗങ്ങൾ കണക്കിലെടുക്കുന്നതിന് മുമ്പ്, അവയുടെ പ്രധാന പ്രത്യേകതകൾ നമുക്കിങ്ങനെ ചുരുക്കാം.

1. സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം പ്രായോഗികമാകുന്നത് അഭികാരകങ്ങളുടെയും ഉത്പന്നങ്ങളുടെയും ഗാഢതകൾ സന്തുലനാവസ്ഥ കൈവരിക്കുമ്പോഴാണ്.
2. സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കത്തിന്റെ മൂല്യം അഭികാരകങ്ങളുടെയും ഉത്പന്നങ്ങളുടെയും പ്രാരംഭഗാഢതകളെ ആശ്രയിക്കുന്നില്ല.
3. സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം താപനിലയെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. ഏതൊരു രാസപ്രവർത്തിനും, അതിന്റെ സമീകൃതസമവാക്യത്തിനനുസൃതമായി, ഒരു നിശ്ചിത താപനിലയിൽ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കത്തിന് തനതായ ഒരു മൂല്യമുണ്ടായിരിക്കും.
4. പശ്ചാത്പ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലന സ്ഥിരാങ്കം, പുരോപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലന സ്ഥിരാങ്കത്തിന്റെ വ്യുത്ക്രമത്തിന് തുല്യമായിരിക്കും.

5. ഒരു രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം, k യും, അതിന്റെ സമീകൃതസമവാക്യത്തെ ചെറിയ സംഖ്യകൾ കൊണ്ട് ഗുണിക്കുകയോ ഹരിക്കുകയോ ചെയ്തു കിട്ടുന്ന സമവാക്യം കൊണ്ട് സൂചിപ്പിക്കുന്ന രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കവും തമ്മിൽ ബന്ധപ്പെടുത്താൻ കഴിയും.

ഇനി നമുക്ക് സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കങ്ങളുടെ ഉപയോഗങ്ങൾ പരിശോധിക്കാം.

- ഒരു രാസപ്രവർത്തനം എത്രത്തോളം നടന്നു എന്നത്, അതിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കത്തിന്റെ മൂല്യത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ പ്രവചിക്കാം.
- രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ ദിശ പ്രവചിക്കാം.
- സന്തുലനഗാഢതകൾ കണക്കാക്കാം.

7.6.1 ഒരു രാസപ്രവർത്തനം എത്രമാത്രം നടന്നു എന്നതിന്റെ പ്രവചനം

ഒരു രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കത്തിന്റെ മൂല്യം ആ രാസപ്രവർത്തനം എത്രമാത്രം നടന്നു എന്നതിനെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു. എന്നാൽ, സന്തുലനത്തിലേക്ക് എത്തിച്ചേരുന്ന വേഗതയെപ്പറ്റി സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം ഒന്നും തന്നെ സൂചിപ്പിക്കുന്നില്ല എന്നുള്ളത് പ്രധാനപ്പെട്ടകാര്യമാണ്. K_c അല്ലെങ്കിൽ K_p യുടെ മൂല്യം ഉൽപന്നങ്ങളുടെ ഗാഢതയ്ക്ക് നേർ ആനുപാതത്തിലും (സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കത്തിന്റെ പ്രയോഗത്തിലെ അംശത്തിൽ വരുന്നത് മൂലം) അഭികാരകങ്ങളുടെ ഗാഢതയ്ക്ക് വിപരീതാനുപാതത്തിലും ആണ് (ഛേദത്തിൽ വരുന്നതിനാൽ). K യുടെ ഉയർന്ന മൂല്യം, ഉൽപന്നങ്ങളുടെ ഉയർന്ന ഗാഢതയെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു; നേരെ തിരിച്ചും.

സന്തുലനമിശ്രിതങ്ങളുടെ സംഘടനത്തെ പറ്റി നമുക്ക് താഴെപ്പറയുന്ന പൊതുവായ ധാരണകളിൽ എത്തിച്ചേരാം.

- $K_c > 10^3$ ആയാൽ ഉൽപന്നങ്ങൾ അഭികാരകങ്ങളെക്കാൾ കൂടി നിൽക്കുന്നു. അതായത്, K_c വളരെ വലുതായാൽ പ്രവർത്തനം ഏതാണ്ട് പൂർണതയിലേക്ക് അടുക്കുന്നു. താഴെയുള്ള ഉദാഹരണങ്ങൾ ശ്രദ്ധിക്കുക.

(a) 500 K യിൽ H_2 , O_2 എന്നിവ തമ്മിലുള്ള രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കത്തിന്റെ മൂല്യം വളരെ ഉയർന്നതാണ്. $K_c = 2.4 \times 10^{47}$.

(b) $H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2HCl(g)$; 300K -ൽ $K_c = 4.0 \times 10^{31}$.

(c) $H_2(g) + Br_2(g) \rightleftharpoons 2HBr(g)$, 300 K -ൽ $K_c = 5.4 \times 10^{18}$

- $K_c < 10^{-3}$ ആയാൽ, അഭികാരകങ്ങൾ ഉൽപന്നങ്ങളെക്കാൾ കൂടുതലായിരിക്കും. അതായത്, K_c വളരെ ചെറുതായാൽ രാസപ്രവർത്തനം നടക്കാനുള്ള സാധ്യത വളരെ കുറവാണ്. താഴെയുള്ള ഉദാഹരണങ്ങൾ ശ്രദ്ധിക്കുക;

(a) H_2O വിഘടിച്ച്, 500K -ൽ H_2 ഉം O_2 ഉം ആകുന്ന രാസപ്രവർത്തനത്തിന് വളരെ ചെറിയ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കമാണുള്ളത്. $K_c = 4.1 \times 10^{-48}$

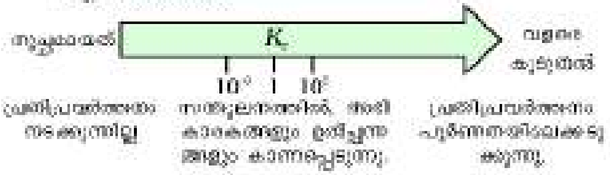
(b) $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO(g)$,

298 K -ൽ $K_c = 4.8 \times 10^{-31}$.

- K_c യുടെ മൂല്യം 10^{-3} മുതൽ 10^3 വരെ ആണെങ്കിൽ അഭികാരകങ്ങളുടെയും ഉൽപന്നങ്ങളുടെയും ഗാഢതയുടെ മൂല്യങ്ങൾ പരിഗണിക്കത്തക്കതായിരിക്കും. ചുവടെയുള്ള ഉദാഹരണങ്ങൾ ശ്രദ്ധിക്കുക.

(a) H_2 ഉം I_2 ഉം ചേർന്ന് HI ഉണ്ടാകുന്ന പ്രവർത്തനത്തിൽ 700K ൽ, $K_c = 57.0$

(b) വാതകാവസ്ഥയിലുള്ള N_2O_4 വിഘടിച്ച് NO_2 ആകുന്ന രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ, 25°C ൽ $K_c = 4.64 \times 10^{-3}$. ഇവ വളരെ ചെറിയ മൂല്യമോ വളരെ വലിയ മൂല്യമോ അല്ല. അതായത് സന്തുലനമിശ്രിതത്തിൽ N_2O_4 ന്റെയും NO_2 ന്റെയും പരിഗണിക്കത്തക്ക ഗാഢതകൾ അടങ്ങിയിട്ടുണ്ട്. ഈ കാര്യങ്ങളെ ചിത്രം 7.6 ൽ കൊടുത്തിട്ടുള്ളതുപോലെ വ്യക്തമാക്കാം.



ചിത്രം 7.6 K_c യും രാസപ്രവർത്തനം എത്രമാത്രം നടന്നുവെന്നതും തമ്മിലുള്ള ബന്ധം

7.6.2 രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ ദിശ പ്രവചിക്കൽ

ഒരു രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ ദിശ ഏതു ഘട്ടത്തിലും പ്രവചിക്കാൻ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം സഹായിക്കുന്നു. ഇതിനുവേണ്ടി, രാസപ്രവർത്തനസിദ്ധിമാനം Q (Reaction Quotient) കണക്കുകൂട്ടുന്നു. രാസപ്രവർത്തനസിദ്ധിമാനഫലത്തെ, Q (മോളാർ ഗാഢത ആണെങ്കിൽ Q_c യും ഭാഗികമർദമാണെങ്കിൽ Q_p യും) സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം K_c നിർവചിച്ച അതേരീതിയിൽ നിർവ്വചിക്കാം. എന്നാൽ Q_c യിലുള്ള ഗാഢതകൾ സന്തുലനത്തിലുള്ള മൂല്യങ്ങൾ ആകണമെന്ന നിബന്ധന ഇല്ല. ഒരു പൊതു രാസപ്രവർത്തനം പരിഗണിച്ചാൽ,

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD \quad (7.19)$$

$$Q_c = [C]^c[D]^d / [A]^a[B]^b \quad (7.20)$$

ഇവിടെ

$Q_c > K_c$ ആയാൽ രാസപ്രവർത്തനം അഭികാരകങ്ങൾ ഉണ്ടാകുന്ന ദിശയിലേക്ക് നടക്കുന്നു (പശ്ചാത്പ്രവർത്തനം) $Q_c < K_c$ ആയാൽ, രാസപ്രവർത്തനം ഉത്പന്നങ്ങൾ ഉണ്ടാകുന്ന ദിശയിൽ നടക്കുന്നു (പുരോപ്രവർത്തനം).

$Q_c = K_c$ ആയാൽ, രാസപ്രവർത്തനമിശ്രിതം സന്തുലനാവസ്ഥയിലാണെന്ന് മനസിലാക്കാം.

H_2 , I_2 എന്നിവ തമ്മിലുള്ള വാതകാവസ്ഥയിലുള്ള രാസപ്രവർത്തനം കണക്കിലെടുക്കുക.

$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$; 700 K - ൽ, $K_c = 57.0$

ഒരു ഘട്ടത്തിൽ മോളാർ ഗാഢതകൾ

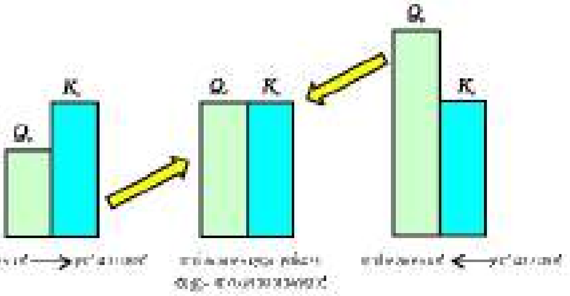
$[H_2]_t = 0.10 M$, $[I_2]_t = 0.20$ M and $[HI]_t = 0.40$ M ആണെന്ന് സങ്കൽപ്പിക്കുക. (ഗാഢതാപ്രതീകങ്ങളിലുള്ള കീഴ്ക്കുറിപ്പ് t സൂചിപ്പിക്കുന്നത്, സമയം t - യിൽ അളന്നിട്ടുള്ള ഗാഢതകളാണെന്നാണ്, അവ സന്തുലനത്തിലേതാകണമെന്ന് നിർബന്ധമില്ല).

അതിനാൽ ഈ ഘട്ടത്തിൽ, രാസപ്രവർത്തന സിദ്ധിമാനം,

$$Q_c = [HI]_t^2 / [H_2]_t [I_2]_t = (0.40)^2 / (0.10) \times (0.20)$$
$$= 8.0$$

ഇവിടെ, Q_c (8.0), K_c (57.0) ക്ക് തുല്യമല്ല. അതിനാൽ $H_2(g)$, $I_2(g)$, HI(g) തുടങ്ങിയവയുടെ മിശ്രിതം സന്തുലനത്തിലല്ല. അതായത്, $H_2(g)$, $I_2(g)$ എന്നിവ പ്രവർത്തിച്ച് കൂടുതൽ HI(g) ഉണ്ടാവുകയും അഭികാരകങ്ങളുടെ ഗാഢതകൾ കുറയുകയും ചെയ്യും. $Q_c = K_c$ ആകുന്നതു വരെ ഇത് തുടരും.

രാസപ്രവർത്തന സിദ്ധിമാനം Q_c ഉപയോഗിച്ച് രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ ദിശ പ്രവചിക്കാൻ കഴിയുന്നു. Q_c യുടെയും K_c യുടെയും മൂല്യങ്ങൾ താരതമ്യം ചെയ്തു കൊണ്ട് രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ ദിശ സംബന്ധിച്ച് താഴെ പറയുന്ന പൊതുവായ കാര്യങ്ങൾ മനസിലാക്കാം.



ചിത്രം 7.7 പ്രവർത്തനത്തിന്റെ ദിശയെ പ്രവചിക്കുന്നു.

- $Q_c < K_c$ ആയാൽ ഫലത്തിൽ രാസപ്രവർത്തനം ഇടത്തുനിന്ന് വലത്തോട്ട് നടക്കുന്നു.
- $Q_c > K_c$ ആയാൽ ഫലത്തിൽ രാസപ്രവർത്തനം വലത്തുനിന്ന് ഇടത്തോട്ട് നടക്കുന്നു.
- $Q_c = K_c$ ആയാൽ ഫലത്തിൽ ഒരു രാസപ്രവർത്തനവും നടക്കുന്നില്ല (സന്തുലനത്തിലാണ്).

പ്രശ്നം 7.7

$2A \rightleftharpoons B + C$ എന്ന രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ K_c യുടെ മൂല്യം 2×10^{-3} ആണ്. ഒരു നിശ്ചിത സമയത്ത് രാസപ്രവർത്തനമിശ്രിതത്തിന്റെ സംഘടനം $[A] = [B] = [C] = 3 \times 10^{-4}$ M ആയാൽ ഏതു ദിശയിലേക്കായിരിക്കും രാസപ്രവർത്തനം നടക്കുന്നത്?

ഉത്തരം

രാസപ്രവർത്തനസിദ്ധിമാനം

$Q_c = [B][C]/ [A]^2$

$[A] = [B] = [C] = 3 \times 10^{-4}M$

ആയതുകൊണ്ട്, $Q_c = (3 \times 10^{-4})(3 \times 10^{-4}) / (3 \times 10^{-4})^2 = 1$

$Q_c > K_c$ ആയത് കൊണ്ട് രാസപ്രവർത്തനം പിന്നോട്ടുള്ള ദിശയിലേക്ക് നടക്കുന്നു.

7.6.3 സന്തുലന ഗാഢതകൾ കണക്കാക്കൽ

പ്രാരംഭഗാഢത അറിയുകയും എന്നാൽ സന്തുലന ഗാഢതകൾ അറിയാതെ വരുകയും ചെയ്യുന്ന പ്രശ്നങ്ങളിൽ, താഴെപ്പറയുന്ന അഞ്ച് ഘട്ടങ്ങൾ പിന്തുടരേണ്ടതാണ്.

ഘട്ടം 1. പ്രവർത്തനത്തിന്റെ സമീകരിച്ച സമവാക്യമെഴുതുക

ഘട്ടം 2. സമീകരിച്ച സമവാക്യത്തിന് അടിയിലായി, പ്രവർത്തനത്തിലുൾപ്പെട്ടിരിക്കുന്ന ഓരോ ഘടകത്തിന്റെയും ചുവടെ ചേർത്തിട്ടുള്ള വിവരങ്ങൾ രേഖപ്പെടുത്തുന്ന പട്ടിക ഉണ്ടാക്കുക.

(a) പ്രാരംഭഗാഢത

(b) സന്തുലനത്തിലേക്ക് പോകുമ്പോഴുണ്ടാകുന്ന ഗാഢതയുടെ മാറ്റം

(c) സന്തുലനഗാഢത

പട്ടിക നിർമിക്കുമ്പോൾ, സന്തുലനത്തിലേക്ക് പോകുമ്പോൾ പ്രവർത്തിക്കുന്ന പദാർഥങ്ങളിൽ ഒരെണ്ണത്തിന്റെ ഗാഢതയെ (mol/L) x കൊണ്ട് സൂചിപ്പിക്കുക.

അതിനുശേഷം, മറ്റു പദാർഥങ്ങളുടെ ഗാഢതകളെ x ന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ നിർണയിക്കുന്നതിന് രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സമീകരണമിതി ഉപയോഗപ്പെടുത്തുക.

ഘട്ടം 3 രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലനസമവാക്യത്തിൽ സന്തുലനഗാഢതകൾ ഉപയോഗിച്ചു കൊണ്ട് x ന്റെ മൂല്യം കണ്ടെത്തുക. ദ്വിമാനസമവാക്യത്തിന്റെ നിർധാരണത്തിലൂടെ ലഭിക്കുന്ന മൂല്യങ്ങളിൽ, രാസപരമായി ശരിയായിട്ടുള്ളതുമാത്രമാണ് പരിഗണിക്കേണ്ടത്.

ഘട്ടം 4 x ന്റെ മൂല്യത്തിൽ നിന്ന് സന്തുലനഗാഢതകൾ കണ്ടെത്തുക.

ഘട്ടം 5 സന്തുലനസമവാക്യങ്ങളിൽ അവ പ്രയോഗിച്ച്, ലഭ്യമായ ഫലങ്ങൾ പരിശോധിക്കുക.

പ്രശ്നം 7.8

ഒരു ലിറ്റർ രാസപ്രവർത്തനപാത്രത്തിൽ 400 K ൽ 13.8 g N_2O_4 എടുത്ത് സന്തുലനം എത്താൻ അനുവദിച്ചു.

$N_2O_4 (g) \rightleftharpoons 2NO_2 (g)$

സന്തുലനത്തിലുള്ള ആകെ മർദം 9.15 bar ആണെന്നു കണ്ടെത്തി. K_c, K_p, സന്തുലനത്തിലുള്ള ഭാഗികമർദം എന്നിവ കണ്ടെത്തുക.

ഉത്തരം

ആകെ വ്യാപ്തം $(V) = 1$ L

N_2O_4 ന്റെ മോളിക്യുലാർ മാസ് = 92

വാതകത്തിന്റെ മോളുകളുടെ എണ്ണം $(n) = 13.8 g / 92 g mol^{-1} = 0.15$ mol

വാതകസ്ഥിരാങ്കം (R) = 0.083 bar L $mol^{-1}K^{-1}$

താപനില $(T) = 400$ K

$pV = nRT$

$p \times 1L = 0.15 \text{ mol} \times 0.083 \text{ bar L mol}^{-1}\text{K}^{-1} \times 400 \text{ K}$

$p = 4.98$ bar

	N_2O_4 $\rightleftharpoons$	$2NO_2$
പ്രാരംഭമർദം	4.98 bar	0
സന്തുലനത്തിൽ	(4.98 – x)bar	2x bar

അതിനാൽ

സന്തുലനത്തിലെ $P_{total} = p_{N_2O_4} + p_{NO_2}$

$9.15 = (4.98 - x) + 2x$

$9.15 = 4.98 + x$

$x = 9.15 - 4.98 = 4.17$ bar

സന്തുലനത്തിലുള്ള ഭാഗികമർദങ്ങൾ ഇവയാണ്,

$p_{N_2O_4} = 4.98 - 4.17 = 0.81$ bar

$p_{NO_2} = 2x = 2 \times 4.17 = 8.34$ bar

$K_p = (p_{NO_2})^2 / p_{N_2O_4}$

$= (8.34)^2/0.81 = 85.87$

$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$

$85.87 = K_c(0.083 \times 400)^1$

$K_c = 2.586 = 2.6$

പ്രശ്നം 7.9

1L അടഞ്ഞ രാസപ്രവർത്തനപാത്രത്തിലിരിക്കുന്ന 3.00 mol PCl_5 380 K ൽ സന്തുലനം പ്രാപിക്കാൻ അനുവദിക്കുന്നു. സന്തുലനത്തിലുള്ള മിശ്രിതത്തിന്റെ സംഘടനം കണ്ടെത്തുക. $K_c = 1.80$

പരിഹാരം

	PCl_5 $\rightleftharpoons$	PCl_3 +	Cl_2
പ്രാരംഭഗാഢത	3.0	0	0

വിഘടിച്ച PCl_5 മോളുകളുടെ എണ്ണം x ആണെന്നിരിക്കട്ടെ. സന്തുലനത്തിൽ,

	(3-x)	x	x

$K_c = [PCl_3][Cl_2]/[PCl_5]$

$1.8 = x^2/ (3 - x)$

$x^2 + 1.8x - 5.4 = 0$

$x = [-1.8 \pm \sqrt{(1.8)^2 - 4(-5.4)}]/2$

$x = [-1.8 \pm \sqrt{3.24 + 21.6}]/2$

$x = [-1.8 \pm 4.98]/2$

$x = [-1.8 + 4.98]/2 = 1.59$

$[PCl_5] = 3.0 - x = 3 - 1.59 = 1.41$ M

$[PCl_3] = [Cl_2] = x = 1.59$ M

7.7 സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം K, രാസപ്രവർത്തന സിദ്ധിമാനം Q, ഗിബ്സ് ഊർജം G - ഇവ തമ്മിലുള്ള ബന്ധം

ഒരു രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ K_c-യുടെ മൂല്യം, അതിന്റെ നിരക്കിനെ ആശ്രയിക്കുന്നില്ല. എന്നാലും യൂണിറ്റ് 6 ൽ പഠിച്ചതുപോലെ ഇത് രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ താപഗതികവുമായി നേരിട്ട് ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു, പ്രത്യേകിച്ചും ഗിബ്സ് ഊർജത്തിലുള്ള മാറ്റം ΔG-യുമായി.

- ΔG നെഗറ്റീവായാൽ, രാസപ്രവർത്തനം സ്വയംപ്രവർത്തിതമാകുകയും പുരോപ്രവർത്തനദിശയിൽ നടക്കുകയും ചെയ്യും.
- ΔG പോസിറ്റീവായാൽ, രാസപ്രവർത്തനം സ്വയംപ്രവർത്തിതമല്ലാത്തതായി കണക്കാക്കാം. മറിച്ച്, പശ്ചാത്പ്രവർത്തനത്തിന്റെ ΔG നെഗറ്റീവായതുകൊണ്ട് പുരോപ്രവർത്തനത്തിലെ ഉത്പന്നങ്ങളെ അഭികാരകങ്ങളാക്കി മാറ്റാവുന്നതായിരിക്കും.
- ΔG പൂജ്യമാകുമ്പോൾ രാസപ്രവർത്തനം സന്തുലനം കൈവരിച്ചിരിക്കുന്നെന്നും, അതിനെ നയിക്കാൻ ഒരു സ്വതന്ത്രഊർജവും അവശേഷിച്ചിട്ടില്ലെന്നും കാണാം.

സന്തുലനത്തിന്റെ ഈ താപഗതികകാഴ്ചപ്പാടിനെ താഴെപ്പറയുന്ന സമവാക്യത്തിലൂടെ വിശദമാക്കാം.

$$\Delta G = \Delta G^0 + RT \ln Q \qquad (7.21)$$

ഇവിടെ ΔG^0 എന്നത് പ്രമാണഗിബ്സ് ഊർജമാണ്.

സന്തുലനത്തിൽ $\Delta G = 0$, $Q = K_c$, ആയതിനാൽ സമവാക്യം (7.21)

$$\Delta G = \Delta G^0 + RT \ln K = 0$$

$$\Delta G^0 = -RT \ln K \qquad (7.22)$$

$$\ln K = -\Delta G^0 / RT$$

രണ്ടു വശവും ആന്റിലോഗ് എടുത്താൽ,

$$K = e^{-\Delta G^0 / RT} \qquad (7.23)$$

അതിനാൽ സമവാക്യം (7.23) ഉപയോഗിച്ചുകൊണ്ട് രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സ്വയംപ്രവർത്തികതയെ ΔG^0 ന്റെ മൂല്യത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ വ്യാഖ്യാനിക്കാം.

- $\Delta G^0 < 0$ ആയാൽ $-\Delta G^0/RT$ പോസിറ്റീവാവുകയും, $e^{-\Delta G^0/RT} > 1$ ആകുകയും ചെയ്യുന്നു. അതിനാൽ $K > 1$ ആകുന്നു. ഇത് സൂചിപ്പിക്കുന്നത് പ്രവർത്തനം സ്വയംപ്രവർത്തിതമാകുകയും, ഉത്പന്നങ്ങൾ ധാരാളമുണ്ടാകത്തക്ക തരത്തിൽ പുരോപ്രവർത്തനദിശയിൽ പുരോഗമിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു എന്നാണ്.
- $\Delta G^0 > 0$ ആയാൽ $-\Delta G^0/RT$ നെഗറ്റീവാവുകയും $-\Delta G^0/RT < 1$ അതായത്, $K < 1$ ആകുകയും ചെയ്യുന്നു. ഇത് സ്വയംപ്രവർത്തിതമല്ലാത്ത രാസപ്രവർത്തനത്തെ സൂചിപ്പിക്കുന്നു. വളരെ ചെറിയ തോതിൽ മുന്നോട്ടുള്ള പ്രവർത്തനം നടക്കുകയും വളരെ ചെറിയ അളവിൽ ഉത്പന്നങ്ങൾ ഉണ്ടാവുകയും ചെയ്യുന്നു.

പ്രശ്നം 7.10

ഗ്ലൈക്കോളിസിസിൽ ഗ്ലൂക്കോസിന്റെ ഫോസ്ഫോറിലേഷനുള്ള ΔG^0 13.8 kJ /mol ആണ്. 298 K ലുള്ള K_c യുടെ മൂല്യം കണ്ടെത്തുക.

ഉത്തരം

$\Delta G^0 = 13.8 \text{ kJ/mol} = 13.8 \times 10^3 \text{ J/mol}$

$\Delta G^0 = -RT \ln K_c$

അതുകൊണ്ട്,

$\ln K_c = -13.8 \times 10^3 \text{ J/മോൾ}/(8.314 \text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1} \times 298 \text{ K})$

$\ln K_c = -5.569$

$K_c = e^{-5.569}$

$K_c = 3.81 \times 10^{-3}$

പ്രശ്നം 7.11

സുക്രോസിന്റെ ജലീയവിശ്ലേഷണം,

സുക്രോസ് + H_2O ⇌ ഗ്ലൂക്കോസ് + ഫ്രക്റ്റോസ്

300 K ൽ രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം 2×10^{13} ആണ്. 300K ലുള്ള ΔG^0 കണ്ടെത്തുക.

ഉത്തരം

$\Delta G^0 = -RT \ln K_c$

$\Delta G^0 = -8.314 \text{ J മോൾ}^{-1}\text{K}^{-1} \times 300 \text{K} \times \ln(2 \times 10^{13})$

$\Delta G^0 = -7.64 \times 10^4 \text{ J mol}^{-1}$

7.8 സന്തുലനങ്ങളെ സ്വാധീനിക്കുന്ന ഘടകങ്ങൾ

രാസസംശ്ലേഷണത്തിന്റെ പ്രധാന ലക്ഷ്യങ്ങളിലൊന്ന് ഊർജത്തിന്റെ ഉപയോഗം പരമാവധി കുറച്ചുകൊണ്ട് അഭികാരകങ്ങൾ ഉത്പന്നങ്ങളാകുന്ന മാറ്റത്തെ പരമാവധി വർധിപ്പിക്കുക എന്നുള്ളതാണ്. മിതമായ താപനിലയിലും മർദത്തിലും പരമാവധി ഉത്പന്നങ്ങൾ ഉണ്ടാകുക എന്നതാണ് ഇതു കൊണ്ടുദ്ദേശിക്കുന്നത്. ഇത് സംഭവിച്ചില്ലെങ്കിൽ, പരീക്ഷണസാഹചര്യങ്ങൾ ക്രമീകരിക്കേണ്ടതായി വരും. ഉദാഹരണമായി N_2, H_2 എന്നിവയിൽ നിന്ന് ഹേബർപ്രക്രിയ വഴി അമോണിയ നിർമിക്കുന്നതിൽ, പരീക്ഷണസാഹചര്യങ്ങൾ തിരഞ്ഞെടുക്കുന്നത് സാമ്പത്തികപ്രാധാന്യം ഏറെയുള്ള കാര്യമാണ്.

13.8
8.314 J

ലോകത്താകമാനമുള്ള അമോണിയയുടെ വാർഷിക ഉൽപാദനം ഏകദേശം 100 മില്യൺ ടൺ ആണ്. പ്രധാനമായും രാസവള നിർമാണത്തിനാണിതുപയോഗിക്കുന്നത്.

സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം K_c പ്രാരംഭഗാഢതകളെ ആശ്രയിക്കുന്നില്ല. എന്നാൽ സന്തുലനത്തിലിരിക്കുന്ന ഒരു വ്യൂഹത്തിലെ ഒന്നോ അതിലധികമോ ഘടകപദാർഥങ്ങളുടെ ഗാഢതയ്ക്ക് മാറ്റം വരുത്തിയാൽ, വ്യൂഹത്തിന് സന്തുലനാവസ്ഥയിൽ തുടരാനാകില്ല. വ്യൂഹം വീണ്ടും സന്തുലനാവസ്ഥയിൽ എത്തുന്നതുവരെ രാസപ്രവർത്തനം ഏതെങ്കിലും ഒരു ദിശയിലേക്ക് നടക്കുകയും ചെയ്യും. ഇതുപോലെതന്നെ താപം, മർദം എന്നിവയിൽ മാറ്റം വരുത്തിയാലും വ്യൂഹത്തിന്റെ സന്തുലനാവസ്ഥയിൽ മാറ്റം സംഭവിക്കും. ഏത് ദിശയാണ് രാസപ്രവർത്തനം സ്വീകരിക്കുന്നതെന്നു തീരുമാനിക്കാനും സന്തുലനത്തിലെ സാഹചര്യങ്ങൾക്ക് മാറ്റം ഉണ്ടായാൽ അതിന്റെ ഗുണാത്മകപ്രവചനം നടത്തുന്നതിനും ലെ ഷാറ്റ്ലിയർ തത്വം നമുക്ക് ഉപയോഗിക്കാം. **ഒരു വ്യൂഹത്തിലെ സന്തുലന സാഹചര്യങ്ങളെ തീരുമാനിക്കുന്ന ഏതെങ്കിലും ഒരു ഘടകത്തിന് മാറ്റമുണ്ടാക്കിയാൽ, വ്യൂഹം ആ മാറ്റത്തിന്റെ സ്വാധീനം കുറയ്ക്കാനോ ഇല്ലാതാക്കാനോ ശ്രമിക്കുന്നു എന്നതാണ് ഈ തത്വം.** ഇത് എല്ലാ ഭൗതിക-രാസ സന്തുലനങ്ങൾക്കും പ്രയോഗിക്കാവുന്നതാണ്.

ഇനി സന്തുലനത്തെ സ്വാധീനിക്കുന്ന ഘടകങ്ങളെക്കുറിച്ച് ചർച്ച ചെയ്യാം.

7.8.1 ഗാഢതാമാറ്റത്തിന്റെ സ്വാധീനം

പൊതുവെ, സന്തുലനത്തിലുള്ള ഒരു വ്യൂഹത്തിലേക്ക് ഏതെങ്കിലും ഒരു അഭികാരകം / ഉൽപ്പന്നം ചേർക്കുകയോ നീക്കം ചെയ്യുകയോ ചെയ്താൽ, ലെ ഷാറ്റ്ലിയർ തത്വമനുസരിച്ച് :

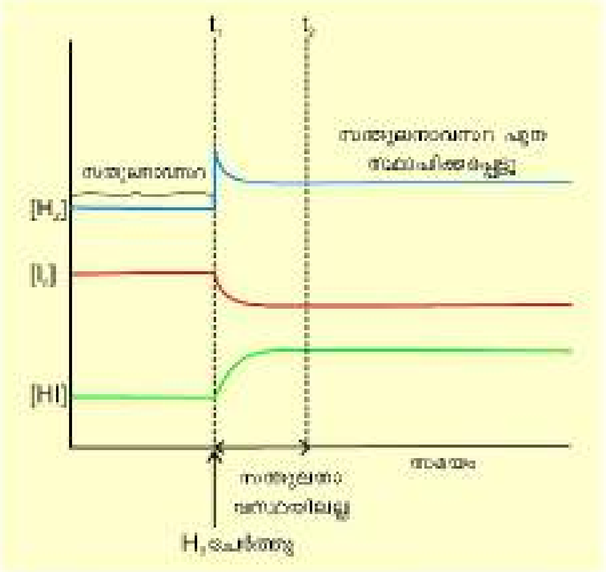
- ചേർക്കപ്പെട്ട അഭികാരകത്തിന്റെ/ ഉൽപ്പന്നത്തിന്റെ അധികഗാഢത കുറയ്ക്കുന്നതിനായി, ചേർത്ത പദാർഥം ഉപയോഗിക്കപ്പെടുന്ന ദിശയിലേക്ക് രാസപ്രവർത്തനം നടക്കുന്നു.
- നീക്കം ചെയ്ത അഭികാരകത്തിന്റെ/ഉൽപ്പന്നത്തിന്റെ ഗാഢതയുടെ കുറവ് പരിഹരിയ്ക്കുന്നതിനായി, നീക്കം ചെയ്ത വസ്തു ധാരാളമുണ്ടാകുന്ന ദിശയിലേക്ക് രാസപ്രവർത്തനം നടക്കുന്നു.

മറ്റൊരുതരത്തിൽ പറഞ്ഞാൽ,

"സന്തുലനത്തിലിരിക്കുന്ന ഒരു രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ ഏതെങ്കിലും ഒരു അഭികാരകത്തിന്റെയോ ഉൽപ്പന്നത്തിന്റെയോ ഗാഢതയ്ക്ക് മാറ്റം വരുത്തിയാൽ, സന്തുലനമിശ്രിതത്തിന്റെ സംഘടനം, ഗാഢതാ മാറ്റത്തിന്റെ സ്വാധീനത്തെ കുറയ്ക്കുന്ന രീതിയിലേക്ക് ക്രമീകരിക്കപ്പെടുന്നു."

$H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ എന്ന രാസപ്രവർത്തനം പരിഗണിക്കുക.

സന്തുലനത്തിലുള്ള രാസപ്രവർത്തനമിശ്രിതത്തിലേക്ക് H_2 ചേർത്താൽ, സന്തുലനത്തിന് മാറ്റമുണ്ടാകുന്നു. സന്തുലനത്തിലേക്ക് തിരികെ എത്താനെന്നുണ്ടെങ്കിൽ H_2 ഉപയോഗിക്കപ്പെടുന്ന രീതിയിൽ രാസപ്രവർത്തനം നടക്കണം, അതായത്, കൂടുതൽ H_2 ഉം I_2 ഉം പ്രവർത്തിച്ച് HI ഉണ്ടാകുകയും തത്ഫലമായി സന്തുലനം വലതു (മുന്നോട്ട്) ദിശയിലേക്ക് മാറുകയും ചെയ്യുന്നു (ചിത്രം 7.8). ഇത് ലെ ഷാറ്റ്ലിയർ തത്വത്തിന് അനുസൃതമായതിനാൽ അഭികാരകം / ഉൽപ്പന്നം ചേർക്കുന്ന സാഹചര്യങ്ങളിൽ, ഒരു പുതിയ സന്തുലനം രൂപപ്പെടുകയും അതിൽ അഭികാരകം /ഉൽപ്പന്നത്തിന്റെ ഗാഢത അത് വർധിപ്പിച്ചതിന് ശേഷമുള്ളതിനേക്കാൾ കുറവായിരിക്കുകയും എന്നാൽ ആദ്യത്തെ മിശ്രിതത്തിലുള്ളതിനേക്കാൾ കൂടുതലായിരിക്കുകയും ചെയ്യും.



ചിത്രം 7.8 $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ എന്ന രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ അഭികാരകങ്ങളുടെയും ഉൽപ്പന്നങ്ങളുടെയും ഗാഢതാമാറ്റത്തിൽ, H_2 ചേർക്കുമ്പോഴുണ്ടാകുന്ന സ്വാധീനം.

ഈ കാര്യം തന്നെ രാസപ്രവർത്തനസിദ്ധിമാനം (reaction quotient) Q_c യുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ വിശദീകരിക്കാം.

$$Q_c = [HI]^2 / [H_2][I_2]$$

സന്തുലനത്തിൽ H_2 ചേർക്കുകവഴി Q_c-യുടെ മൂല്യം K_c യേക്കാൾ താഴ്ന്നതാകുന്നു. അതിനാൽ, സന്തുലനം പുനഃസ്ഥാപിക്കുന്നതിനായി രാസപ്രവർത്തനം മുന്നോട്ടുള്ള ദിശയിലേക്ക് നടക്കുന്നു. ഇതുപോലെ തന്നെ, ഉൽപ്പന്നത്തിന്റെ നീക്കം ചെയ്യലും മുന്നോട്ടുള്ള പ്രവർത്തനത്തെ വർധിപ്പിക്കുന്നുവെന്നും ഉൽപ്പന്നങ്ങളുടെ ഗാഢത വർധിപ്പിക്കുമെന്നും നമുക്ക് പറയാം.

ഉത്പന്നം വാതകമോ ബാഷ്പീകരണശേഷിയുള്ള പദാർഥമോ ആകുന്ന പ്രവർത്തനങ്ങളിൽ ഇതിന് വളരെ വ്യാവസായികപ്രാധാന്യം ഉണ്ട്. അമോണിയയുടെ വ്യാവസായിക നിർമാണത്തിൽ, അമോണിയയെ ദ്രവീകരിക്കുകയും പ്രവർത്തനമിശ്രിതത്തിൽ നിന്ന് നീക്കുകയും അതു വഴി പ്രവർത്തനത്തെ മുന്നോട്ടുള്ള ദിശയിലേക്ക് നയിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. ഇതുപോലെ തന്നെ, CaO ന്റെ വലിയ അളവിലുള്ള നിർമാണം (പ്രധാനപ്പെട്ട കെട്ടിടനിർമാണസാമഗ്രിയായി ഉപയോഗിക്കുന്നു), $CaCO_3$ ഉപയോഗിച്ച് നടത്തുമ്പോൾ, ചൂളയിൽ നിന്ന് CO_2 നെ സ്ഥിരമായി നീക്കം ചെയ്യുകയും പ്രവർത്തനത്തെ പൂർണതയിൽ എത്തിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. ഉത്പന്നത്തിന്റെ തുടർച്ചയായ നീക്കം ചെയ്യൽ Q_c യുടെ മൂല്യത്തെ K_c യിൽ നിന്ന് ചെറുതാക്കി നിർത്തുകയും, പ്രവർത്തനം തുടർച്ചയായി മുന്നോട്ടുള്ള ദിശയിൽ സംഭവ്യമാക്കുകയും ചെയ്യുമെന്ന് ഓർക്കേണ്ടതാണ്.

ഗാഢതയുടെ സ്വാധീനം – ഒരു പരീക്ഷണം

താഴെപ്പറയുന്ന രാസപ്രവർത്തനം വഴി ഇത് നമുക്ക് വ്യക്തമാക്കാം :

$$Fe^{3+}(aq) + SCN^{-}(aq) \rightleftharpoons [Fe(SCN)]^{2+}(aq) \qquad (7.24)$$

മഞ്ഞ നിറമില്ലാത്തത് കടും ചുവപ്പ്

$$K_c = \frac{\left[Fe(SCN)^{2+}(aq)\right]}{\left[Fe^{3+}(aq)\right]\left[SCN^{-}(aq)\right]} \qquad (7.25)$$

രണ്ടുതുള്ളി 0.002 M പൊട്ടാസ്യം തയോസയനേറ്റ് ലായനി 1 mL, 0.2 M അയൺ (III) നൈട്രേറ്റ് ലായനിയിലേക്ക് ചേർത്താൽ $[Fe(SCN)]^{2+}$ ന്റെ രൂപീകരണത്തിന്റെ ഫലമായി ചുവപ്പുനിറം പ്രത്യക്ഷപ്പെടുന്നു. സന്തുലനം നേടുമ്പോൾ ചുവപ്പുനിറത്തിന്റെ തീവ്രത സ്ഥിരമായിരിക്കും. അഭികാരകം അല്ലെങ്കിൽ ഉത്പന്നം ചേർക്കുന്നതിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ നമുക്ക് ഈ സന്തുലനത്തെ മുന്നോട്ടോ പിന്നോട്ടോ ഉള്ള ദിശയിലേക്ക് മാറ്റാൻ കഴിയുന്നതാണ്. Fe^{3+} അല്ലെങ്കിൽ SCN^{-} അയോണുകൾ മാറ്റാൻ കഴിവുള്ള പദാർഥങ്ങൾ ചേർത്ത് കൊണ്ട് സന്തുലനത്തെ വിപരീതദിശയിൽ ആക്കാൻ കഴിയും. ഉദാഹരണത്തിന് ഓക്സാലിക് ആസിഡ് ($H_2C_2O_4$), Fe^{3+} അയോണുകളുമായി പ്രതിപ്രവർത്തിച്ച് സ്ഥിരതയുള്ള കോംപ്ലക്സ് അയോൺ, $[Fe(C_2O_4)_3]^{3-}$ ഉണ്ടാവുകയും അത് വഴി സ്വതന്ത്ര $Fe^{3+}(aq)$ ന്റെ ഗാഢത കുറയ്ക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. ലേ ഷാറ്റ്ലിയർ തത്വത്തിന് അനുസൃതമായി നീക്കം ചെയ്ത Fe^{3+} ന്റെ ഗാഢതയുടെ കുറവ് പരിഹരിക്കുന്നതിനായി $[Fe(SCN)]^{2+}$ വിഘടിക്കുകയും അത് വഴി Fe^{3+} അയോണുകൾ ധാരാളം ഉണ്ടാവുകയും ചെയ്യും. $[Fe(SCN)]^{2+}$ ന്റെ ഗാഢത കുറയുന്ന കാരണത്താൽ, ചുവപ്പുനിറത്തിന്റെ തീവ്രത കുറയുന്നു.

ജലീയ $HgCl_2$ ചേർക്കുമ്പോഴും ചുവപ്പുനിറം കുറയുന്നു. കാരണം, Hg^{2+}, SCN^{-} അയോണുകളുമായി പ്രവർത്തിച്ച് സ്ഥിരതയുള്ള കോംപ്ലക്സ് അയോൺ $[Hg(SCN)_4]^{2-}$ ഉണ്ടാകുന്നു. സ്വതന്ത്ര $SCN^{-}(aq)$ ന്റെ നീക്കംചെയ്യൽ സമവാക്യം (7.24) ലുള്ള സന്തുലനത്തെ വലത്തുനിന്ന് ഇടത്തോട്ട് തിരിക്കുകയും SCN^{-} അയോണുകളെ കൂട്ടുകയും ചെയ്യുന്നു. നേരെമറിച്ച് പൊട്ടാസിയം തയോസയനേറ്റ് ചേർത്താൽ സന്തുലനത്തെ വലത്തോട്ട് തിരിക്കുകയും ലായനിയുടെ നിറത്തിന്റെ തീവ്രത വർധിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു.

7.8.2 മർദവ്യത്യാസത്തിന്റെ സ്വാധീനം

വാതകാഭികാരകങ്ങളുടെ ആകെ മോളുകളുടെ എണ്ണവും വാതക ഉത്പന്നങ്ങളുടെ ആകെ മോളുകളുടെ എണ്ണവും വ്യത്യസ്തമാണെങ്കിൽ വ്യാപ്തവ്യത്യാസം മൂലം ഉണ്ടാകുന്ന മർദത്തിന്റെ മാറ്റം വാതകരാസപ്രവർത്തനങ്ങളിലെ ഉത്പന്നത്തിന്റെ അളവിനെ സ്വാധീനിക്കും. ഭിന്നാത്മകസന്തുലനത്തിൽ ലേ ഷാറ്റ്ലിയർ തത്വം പ്രയോഗിക്കേണ്ട സാഹചര്യങ്ങളിൽ ഖര-ദ്രാവക പദാർഥങ്ങളിലുണ്ടാകുന്ന മർദത്തിന്റെ മാറ്റം അവഗണിക്കാവുന്നതാണ്. കാരണം, ലായനി/ദ്രാവകത്തിന്റെ വ്യാപ്തം (ഗാഢത) മർദത്തെ ആശ്രയിക്കുന്നില്ല.

ഈ രാസപ്രവർത്തനം കണക്കിലെടുക്കുക.

$$CO(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g) + H_2O(g)$$

ഇവിടെ 4 മോൾ വാതകാഭികാരകങ്ങൾ ($CO + 3H_2$) 2 മോൾ വാതകഉത്പന്നങ്ങൾ ($CH_4 + H_2O$) ആയി മാറുന്നു. ഒരു പിസ്റ്റൺ ഘടിപ്പിച്ച സിലിണ്ടറിൽ ഉള്ള സന്തുലനമിശ്രിതം (മേൽ പ്രവർത്തനത്തിന്റെ) സ്ഥിര താപനിലയിൽ സങ്കോചിപ്പിച്ച് അതിന്റെ യഥാർഥ വ്യാപ്തത്തിന്റെ നേർ പകുതിയാക്കുക. അപ്പോൾ ആകെ മർദം ഇരട്ടിയാകും (PV = സ്ഥിരസംഖ്യ). ഭാഗിക മർദവും അഭികാരകങ്ങളുടെയും ഉത്പന്നങ്ങളുടെയും ഗാഢതയും മാറുന്നതിനാൽ മിശ്രിതം സന്തുലനത്തിൽ ഇനിയും നില കൊള്ളുകയില്ല. സന്തുലനം പുനഃസ്ഥാപിക്കുന്നതിനുള്ള രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ ദിശ ലേ ഷാറ്റ്ലിയർ തത്വം ഉപയോഗപ്പെടുത്തി പ്രവചിക്കാൻ കഴിയും. മർദം ഇരട്ടി ആക്കിയാൽ വാതകത്തിന്റെ മോളുകളുടെ എണ്ണമോ മർദമോ കുറയുന്ന ദിശയായ മുന്നോട്ടുള്ള ദിശയിലേക്ക് സന്തുലനം മാറ്റപ്പെടുന്നു. (മർദം വാതകത്തിന്റെ മോളുകളുടെ എണ്ണത്തിന് ആനുപാതികം എന്ന് നമുക്കറിയാം). രാസപ്രവർത്തന സിദ്ധാന്തം ഉപയോഗിച്ച് നമുക്കിത് മനസിലാക്കാം. മെഥനീകരണ (methanation) രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ സന്തുലനത്തിലുള്ള മോളാർഗാഢതകൾ [CO], $[H_2]$, $[CH_4]$, $[H_2O]$ ആണെന്നിരിക്കട്ടെ. രാസപ്രവർത്തനമിശ്രിതത്തിന്റെ വ്യാപ്തം പകുതി ആക്കിയാൽ ഭാഗിക മർദവും ഗാഢതയും ഇരട്ടിയാകും. രാസപ്രവർത്തന സിദ്ധാന്തം നമുക്ക് കിട്ടുന്നതിനായി ഓരോ സന്തുലന ഗാഢതയും

അതിന്റെ ഇരട്ടി മൂല്യമുപയോഗിച്ച് മാറ്റേണ്ടതായിട്ടുണ്ട്.

$$Q_c = \frac{[CH_4(g)][H_2O(g)]}{[CO(g)][H_2(g)]^3}$$

$Q_c < K_c$ ആയതിനാൽ രാസപ്രവർത്തനം മുന്നോട്ടുള്ള ദിശയിൽ നടക്കുന്നു.

$C(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2CO(g)$ എന്ന രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ മർദം വർധിപ്പിച്ചാൽ അത് പിന്നോട്ടുള്ള ദിശയിൽ നടക്കുന്നു. കാരണം മുന്നോട്ടുള്ള ദിശയിൽ വാതകത്തിന്റെ മോളുകളുടെ എണ്ണം വർധിക്കുന്നു.

7.8.3 ഉത്കൃഷ്ടവാതകം ചേർക്കുന്നതിന്റെ സ്വാധീനം

വ്യാപ്തം സ്ഥിരമായി നിർത്തുകയും, ആർഗൺ പോലുള്ള ഉത്കൃഷ്ടവാതകം (രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ പങ്കെടുക്കാത്തത്) ചേർക്കുകയോ ചെയ്താൽ, സന്തുലനം മാറ്റമുണ്ടാകാതെ നിലകൊള്ളും. ഇതിനുകാരണം, നിശ്ചിത വ്യാപ്തത്തിലുള്ള ഉത്കൃഷ്ടവാതകത്തിന്റെ കൂട്ടിച്ചേർക്കൽ രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ ഉൾപ്പെട്ട വാതകങ്ങളുടെ ഭാഗിക മർദങ്ങളേയോ മോളാർ ഗാഢതകളേയോ മാറ്റുന്നില്ല എന്നതാണ്. രാസപ്രവർത്തനത്തിൽ ഉൾപ്പെടുന്ന അഭികാരകമോ ഉത്പന്നമോ ആയ വാതകം ചേർത്താൽ മാത്രമേ രാസപ്രവർത്തന സിദ്ധിമാനം മാറ്റപ്പെടുകയുള്ളൂ.

7.8.4 താപനിലയിലെ മാറ്റത്തിന്റെ സ്വാധീനം

ഗാഢത, മർദം അല്ലെങ്കിൽ വ്യാപ്തം എന്നിവയ്ക്ക് മാറ്റം വരുത്തി, സന്തുലനത്തിന് മാറ്റമുണ്ടാക്കിയാൽ, സന്തുലനമിശ്രിതത്തിന്റെ സംഘടനം മാറുന്നു. കാരണം ഈ സാഹചര്യത്തിൽ രാസപ്രവർത്തനസിദ്ധിമാനം Q_c, സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം K_c ക്ക് തുല്യമായിരിക്കുകയില്ല എന്നതാണ്. എന്നാൽ, താപനിലക്ക് മാറ്റമുണ്ടായാൽ, സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം, K_c-യുടെ മൂല്യം മാറും.

പൊതുവെ, സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കവും താപനിലയുമായുള്ള ബന്ധം, രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ ΔH ന്റെ ചിഹ്നത്തെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു.

- താപനില വർധിക്കുന്നതിനനുസരിച്ച് ഒരു താപമോചകപ്രവർത്തനത്തിന്റെ (നെഗറ്റീവ് ΔH) സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം കുറയുന്നു.
- താപനില വർധിക്കുന്നതിനനുസരിച്ച് ഒരു താപശോഷകപ്രവർത്തനത്തിന്റെ (പോസിറ്റീവ് ΔH) സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം വർധിക്കുന്നു.

താപനിലയുടെ മാറ്റം സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കത്തേയും രാസപ്രവർത്തനനിരക്കുകളേയും സ്വാധീനിക്കുന്നു. അമോണിയയുടെ നിർമാണം പരിഗണിക്കുക.

$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$; $\Delta H = -92.38$ kJmol^{-1}

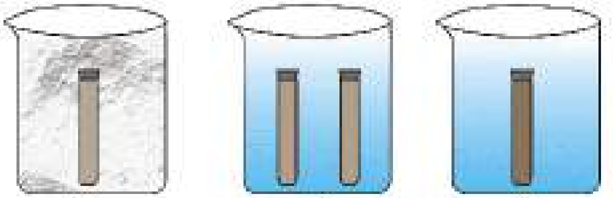
ഇത് ഒരു താപമോചകരാസപ്രവർത്തനമാണ്. ലെ ഷാറ്റ്ലിയർ തത്വപ്രകാരം, താപനിലയുടെ വർധനവ്, സന്തുലനത്തെ ഇടത്തോട്ട് തിരിക്കുകയും അമോണിയയുടെ സന്തുലനഗാഢത കുറയുകയും ചെയ്യുന്നു. മറ്റൊരുതരത്തിൽ, കുറഞ്ഞ താപനില അമോണിയയുടെ അളവ് കൂടുന്നതിന് അനുകൂലമാണെങ്കിലും, പ്രായോഗികതലത്തിൽ വളരെ താഴ്ന്ന താപനില രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ വേഗത കുറയ്ക്കുമെന്നതിനാൽ ഉൽപ്രേരകം ഉപയോഗിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു.

താപനിലയുടെ സ്വാധീനം – ഒരു പരീക്ഷണം

സന്തുലനത്തിൽ താപനിലയുടെ സ്വാധീനം വ്യക്തമാക്കുന്നതിനായി NO_2 വാതകത്തിന്റെ (തവിട്ടുനിറമുള്ളത്) രണ്ട് തന്മാത്രകൾ ചേർന്ന് N_2O_4 (നിറമില്ലാത്തത്) ആകുന്ന രാസപ്രവർത്തനം പരിഗണിക്കാം.

$$2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g); \Delta H = -57.2 \text{ kJ mol}^{-1}$$

ഗാഢ HNO_3 യിലേക്ക് Cu പൊടി ചേർത്തു കിട്ടുന്ന NO_2 വാതകത്തെ രണ്ട് 5 mL ടെസ്റ്റ്ട്യൂബുകളിൽ ശേഖരിച്ച് (ഓരോ ട്യൂബിലും നിറത്തിന്റെ ഒരേ തീവ്രത ഉറപ്പുവരുത്തിക്കൊണ്ട്) അരാൾഡൈറ്റ് കൊണ്ട് സ്റ്റോപ്പർ സീൽ ചെയ്യുക. മൂന്ന് 250 mL ബീക്കറുകളിൽ (1, 2, 3) യഥാക്രമം ശീതീകരണമിശ്രിതം, സാധാരണ താപനിലയിലുള്ള ജലം, ചൂടുജലം (363K) എന്നിവ എടുക്കുക (ചിത്രം 7.9). രണ്ട് ടെസ്റ്റ്ട്യൂബുകളും 2-ാം ബീക്കറിൽ 8-10 മിനിറ്റ്



ചിത്രം 7.9 $2NO_2(g) \rightleftharpoons N_2O_4(g)$ എന്ന രാസപ്രവർത്തനത്തിലെ സന്തുലനത്തിൽ താപനിലയുടെ സ്വാധീനം.

വരെ വയ്ക്കുക. ഇതിനുശേഷം ഒന്നിനെ ബീക്കർ 1 ലും മറ്റതിനെ ബീക്കർ 3 ലും വയ്ക്കുക. രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ ദിശയിലുള്ള താപനിലയുടെ സ്വാധീനം ഈ പരീക്ഷണത്തിലൂടെ വളരെ നല്ല രീതിയിൽ വെളിപ്പെടുത്താം. ഒന്നാം ബീക്കറിൽ, താഴ്ന്ന താപനിലയിൽ N_2O_4 രൂപപ്പെടുന്ന പുരോ പ്രവർത്തനം പുരോഗമിക്കുന്നു, കാരണം, പുരോപ്രവർത്തനം താപമോചകമാണ്. അതിനാൽ NO_2 ന്റെ ഫലമായുള്ള തവിട്ടുനിറത്തിന്റെ തീവ്രത കുറയുന്നു. എന്നാൽ ബീക്കർ 3 ൽ, ഉയർന്ന താപനിലയിൽ NO_2 രൂപീകരണത്തിന്റെ പശ്ചാത് പ്രവർത്തനം സാധ്യമാക്കുകയും, അതിനാൽ തവിട്ട് നിറം തീവ്രമാകുകയും ചെയ്യുന്നു.

താപനിലയുടെ സ്വാധീനം താപശോഷകപ്രവർത്തനത്തിലും കാണാം:

$[Co(H_2O)_6]^{3+}(aq) + 4Cl^-(aq) \rightleftharpoons [CoCl_4]^{2-}(aq) + 6H_2O(l); \Delta H = +ve$

പിങ്ക്, നിറമില്ല, നീല

സാധാരണ താപനിലയിൽ $[CoCl_4]^{2-}$ന്റെ സാന്നിധ്യം മൂലം സന്തുലനമിശ്രിതത്തിന് നീല നിറമാണ്. എന്നാൽ, ശീതീകരണമിശ്രിതത്തിൽ ഈ വ്യൂഹം വയ്ക്കുമ്പോൾ താപനില കുറയുന്നതിനാൽ സന്തുലനം ഇടത്തേക്ക് നീങ്ങുകയും കൂടുതൽ $[Co(H_2O)_6]^{3+}$ ഉണ്ടാകുകയും രാസപ്രവർത്തനമിശ്രിതം പിങ്ക് നിറമാകുകയും ചെയ്യുന്നു.

7.8.5 ഉൽപ്രേരകത്തിന്റെ സ്വാധീനം

അഭികാരകങ്ങളെ ഉൽപ്പന്നമാക്കി മാറ്റുന്നതിന് പുതിയ ഒരു നിമ്നോർജപാത ലഭ്യമാക്കിക്കൊണ്ട് ഉൽപ്രേരകം രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ വേഗത വർധിപ്പിക്കുന്നു. ഇത് ഒരേ സംക്രമണാവസ്ഥയിൽക്കൂടി കടന്നുപോകുന്ന പുരോ-പശ്ചാത്പ്രവർത്തനങ്ങളുടെ നിരക്ക് ഒരുപോലെ വർധിപ്പിക്കാൻ കാരണമാവുകയും ചെയ്യുന്നു. ഇത് സന്തുലനത്തെ വ്യത്യാസപ്പെടുത്തുന്നില്ല. ഉൽപ്രേരകം പുരോ-പശ്ചാത് പ്രവർത്തനങ്ങളുടെ ഉത്തേജന ഊർജത്തെ ഒരേ അളവിൽ കൃത്യമായി കുറയ്ക്കുന്നു. ഒരു രാസപ്രവർത്തനമിശ്രിതത്തിന്റെ സന്തുലനസംഘടനത്തെ ഉൽപ്രേരകം സ്വാധീനിക്കുന്നില്ല. അത് സമീകരിച്ച രാസസമവാക്യത്തിലോ സന്തുലന സ്ഥിരാങ്കവ്യഞ്ജകത്തിലോ പ്രത്യക്ഷമാകുന്നില്ല.

ഉയർന്ന താപമോചകപ്രവർത്തനവും, അഭികാരകങ്ങളുമായി താരതമ്യം ചെയ്യുമ്പോൾ ഉൽപ്പന്നങ്ങളുടെ ആകെ മോളുകളുടെ എണ്ണത്തിൽ കുറവുള്ളതുമായ, ഹൈഡ്രജനിൽ നിന്നും നൈട്രജനിൽ നിന്നുമുള്ള NH_3 യുടെ രൂപീകരണം പരിഗണിക്കുക. സന്തുലന സ്ഥിരാങ്കം താപനില വർധിക്കുന്നതനുസരിച്ച് കുറയുന്നു. താഴ്ന്ന താപനിലയിൽ നിരക്ക് കുറയുകയും സന്തുലനത്തിലെത്താൻ ദീർഘസമയമെടുക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. എന്നാൽ, ഉയർന്ന താപനിലയിൽ തൃപ്തികരമായ നിരക്കാണെങ്കിലും ഉൽപന്നത്തിന്റെ അളവ് കുറവായിരിക്കും.

NH_3 യുടെ സന്തുലനസാന്ദ്രത താരതമ്യേന അനുകൂലമായ താപനിലയിൽ, തൃപ്തികരമായ നിരക്കിൽ നടത്തുന്നതിന് ഈ രാസപ്രവർത്തനത്തെ അയൺ ചേർന്ന ഒരു ഉൽപ്രേരകമുപയോഗിച്ച് ത്വരിതപ്പെടുത്താൻ കഴിയുമെന്ന് ജർമൻ രസതന്ത്രജ്ഞനായ ഫ്രിറ്റ്സ് ഹേബർ കണ്ടുപിടിച്ചു. പ്രവർത്തനത്തിൽ ഉൽപ്പന്നങ്ങളുടെ മോളുകളുടെ എണ്ണം അഭികാരകങ്ങളുടേക്കാൾ കുറവായതിനാൽ, മർദം വർധിപ്പിച്ചുകൊണ്ട് NH_3 യുടെ അളവ് മെച്ചപ്പെടുത്താൻ കഴിയും. ഉൽപ്രേരകം ഉപയോഗിച്ചുകൊണ്ട് അമോണിയയുടെ നിർമാണത്തിനുള്ള അനുയോജ്യതാപനിലയും മർദവും ഏകദേശം 500°C ഉം 200 atm ഉം ആണ്.

ഇതുപോലെ, സൾഫ്യൂരിക്ആസിഡിന്റെ സമ്പർക്ക പ്രക്രിയ വഴിയുള്ള നിർമാണത്തിൽ,

$$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g); \quad K_c = 1.7 \times 10^{26}$$

K യുടെ മൂല്യം പ്രവർത്തനം പൂർണതയിലെത്താമെന്ന് സൂചിപ്പിച്ചാലും പ്രായോഗികമായി SO_2, SO_3-ആയി മാറുന്ന ഓക്സീകരണം വളരെ സാവധാനത്തിലാണ്, അതിനാൽ, രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ നിരക്ക് വർധിപ്പിക്കാനായി പ്ലാറ്റിനമോ, വെനേഡിയം പെന്റോക്സൈഡോ (V_2O_5) ഉൽപ്രേരകമായി ഉപയോഗിക്കുന്നു.

കുറിപ്പ്: ഒരു പ്രവർത്തനത്തിന്റെ K_c വളരെ കുറവാണെങ്കിൽ, ഉൽപ്രേരകത്തിന് വലിയ ഉപയോഗമുണ്ടാവില്ല.

7.9 ലായനിയിലെ അയോണികസന്തുലനം

ഗാഢതാമാറ്റം സന്തുലനത്തിന്റെ ദിശയെ എങ്ങനെ സ്വാധീനിക്കുന്നു എന്നതിന്റെ വിശദീകരണഘട്ടത്തിൽ താഴെപ്പറയുന്ന അയോണുകൾ ഉൾപ്പെടുന്ന സന്തുലനത്തിലൂടെ യാദൃച്ഛികമായി കടന്നുപോയിട്ടുണ്ട് :

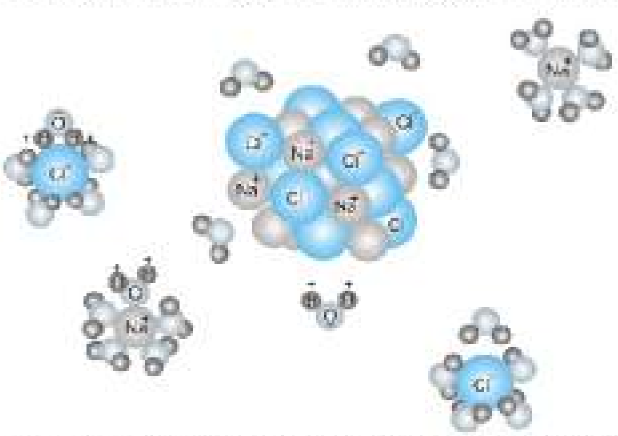
$$Fe^{3+}(aq) + SCN^-(aq) \rightleftharpoons [Fe(SCN)]^{2+}(aq)$$

അയോണുകൾ മാത്രമുള്ള നിരവധി സന്തുലനങ്ങൾ ഉണ്ട്. തുടർന്നുള്ള ഭാഗങ്ങളിൽ അയോണുകൾ ഉൾപ്പെടുന്ന സന്തുലനങ്ങൾ പഠിക്കാം. പഞ്ചസാരയുടെ ജലീയലായനി വൈദ്യുതചാലനം നടത്തില്ലെന്നുള്ളത് ഏവർക്കും അറിവുള്ള കാര്യമാണ്. എന്നാൽ കറിയുപ്പ് (സോഡിയം ക്ലോറൈഡ്) ജലത്തിലേക്ക് ചേർത്താൽ അത് വൈദ്യുതചാലനം നടത്തും. മാത്രമല്ല, കറിയുപ്പിന്റെ ഗാഢത വർധിക്കുന്നതിനനുസരിച്ച് വൈദ്യുതചാലകതയും വർധിക്കുന്നു. വൈദ്യുതചാലനം നടത്താനുള്ള കഴിവിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ മൈക്കൽ ഫാരഡേ പദാർഥങ്ങളെ രണ്ടു വിഭാഗങ്ങളായി വർഗീകരിച്ചു. ഒരു വിഭാഗം പദാർഥങ്ങൾ അവയുടെ ജലീയലായനികളിൽ വൈദ്യുത ചാലനം നടത്തുന്നു. അവയെ **ഇലക്ട്രോലൈറ്റുകൾ** എന്നു വിളിക്കുന്നു. മറ്റേതു വിഭാഗം അത് ചെയ്യുന്നില്ല. അതിനാൽ അതിനെ **നോൺ-ഇലക്ട്രോലൈറ്റുകൾ** എന്നു പറയുന്നു. ഫാരഡേ ഇലക്ട്രോലൈറ്റുകളെ **പ്രബല-ദുർബല** ഇലക്ട്രോലൈറ്റുകളെന്ന് വീണ്ടും വർഗീകരിച്ചു. പ്രബല ഇലക്ട്രോലൈറ്റുകൾ ജലത്തിൽ ലയിപ്പിച്ചാൽ പൂർണമായി അയോണീകരിക്കപ്പെടുകയും ദുർബല ഇലക്ട്രോലൈറ്റുകൾ ഭാഗികമായി മാത്രം അയോണീകരിക്കപ്പെടുകയും ചെയ്യുന്നു. ഉദാഹരണത്തിന്, സോഡിയം ക്ലോറൈഡിന്റെ ജലീയ ലായനിയിൽ പൂർണമായി സോഡിയം അയോണുകളും ക്ലോറൈഡ് അയോണുകളും ഉൾപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. എന്നാൽ, അസറ്റിക് ആസിഡ് ലായനിയിൽ മുഖ്യമായും

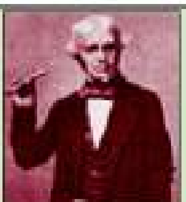
അയോണീകരിക്കാത്ത അസെറ്റിക് ആസിഡ് തന്മാത്രകളും വളരെ കുറച്ച് അസെറ്റേറ്റ് അയോണുകളും പ്രോട്ടോണുകളുമാണ് ഉള്ളത്. ഇതിനു കാരണം സോഡിയം ക്ലോറൈഡിന്റെ കാര്യത്തിൽ അയോണീകരണം, ഏകദേശം 100% വും, ദുർബല ഇലക്ട്രോലൈറ്റായ അസെറ്റിക്ആസിഡിന്റെ കാര്യത്തിൽ 5%-ത്തിൽ താഴെ മാത്രവുമാണ് എന്നതാണ്. ദുർബല ഇലക്ട്രോലൈറ്റിൽ, അയോണുകളും അയോണീകരിക്കാത്ത തന്മാത്രകളും തമ്മിൽ ഒരു സന്തുലനം സ്ഥാപിതമാകുന്നു. ജലീയലായനിയിൽ അയോണുകൾ ഉൾപ്പെടുന്ന ഇത്തരത്തിലുള്ള സന്തുലനത്തെ **അയോണികസന്തുലനം** എന്നു വിളിക്കുന്നു. അമ്ലങ്ങൾ, ബേസുകൾ, ലവണങ്ങൾ എന്നിവ പ്രബലമോ ദുർബലമോ ആയ ഇലക്ട്രോലൈറ്റുകളാണ്.

7.10 ആസിഡുകൾ, ബേസുകൾ, ലവണങ്ങൾ

ആസിഡുകൾ, ബേസുകൾ, ലവണങ്ങൾ എന്നിവ പ്രകൃതിയിൽ വളരെ വ്യാപകമായി കണ്ടുവരുന്നു. ആമാശയഭിത്തിയിൽ നിന്ന് പുറപ്പെടുവിക്കുന്ന ഗ്യാസ്ട്രിക് നീരിൽ ഹൈഡ്രോക്ലോറിക് ആസിഡ് അടങ്ങിയിരിക്കുന്നു. ഒരു ദിവസം 1.2–1.5 L എന്ന കണക്കിന്, അത് ദഹനപ്രക്രിയക്ക് അത്യാവശ്യവുമാണ്. വിനാഗിരിയുടെ പ്രധാന ഘടകം അസെറ്റിക് ആസിഡ് ആണ്. നാരങ്ങയിലും ഓറഞ്ചിലും സിട്രിക്, അസ്കോർബിക് ആസിഡുകളും വാളൻപുളിയിൽ ടാർടാറിക് ആസിഡും കാണപ്പെടുന്നു. മിക്കവാറും ആസിഡുകൾക്ക് പുളി രസമാണുള്ളത്. "ആസിഡ്" എന്ന വാക്ക് ലാറ്റിൻ വാക്കായ "അസിഡസ്" എന്ന വാക്കിൽ നിന്ന് രൂപം കൊണ്ടിരിക്കുന്നു. അതിന്റെ അർഥം പുളിയെന്നാണ്. ആസിഡുകൾ നീല ലിറ്റ്മസിനെ ചുവപ്പാക്കുകയും ലോഹങ്ങളുമായി പ്രവർത്തിച്ച് ഹൈഡ്രജൻ പുറത്തുവിടുകയും ചെയ്യുന്നു. അതുപോലെ, ബേസുകൾ ചുവന്ന ലിറ്റ്മസിനെ നീലയാക്കുകയും, കയ്പ്പ് രസമുള്ളതും സോപ്പ് പോലെ വഴുവഴുപ്പുള്ളതുമാകുന്നു. തുണിയലക്കാനുപയോഗിക്കുന്ന അലക്കുകാരം ബേസിന്റെ ഒരു സാധാരണ ഉദാഹരണമാണ്. ആസിഡുകളും ബേസുകളും കൃത്യമായ അനുപാതത്തിൽ ചേർത്താൽ അവ പരസ്പരം പ്രവർത്തിച്ച് ലവണങ്ങൾ നൽകുന്നു. ലവണങ്ങളുടെ ചില സാധാരണ ഉദാഹരണങ്ങളാണ് സോഡിയം ക്ലോറൈഡ്, ബേരിയം സൾഫേറ്റ്, സോഡിയം നൈട്രേറ്റ് തുടങ്ങിയവ. സോഡിയം ക്ലോറൈഡ് (കറിയുപ്പ്) നമ്മുടെ ആഹാരത്തിലെ പ്രധാന ഘടകമാണ്. അതുണ്ടാകുന്നത് ഹൈഡ്രോക്ലോറിക് ആസിഡുകളും സോഡിയം ഹൈഡ്രോക്സൈഡും തമ്മിലുള്ള പ്രവർത്തനം വഴിയാണ്. ഇത് സ്ഥിതിചെയ്യുന്നത് ഖരാവസ്ഥയിലാണ്. പോസിറ്റീവ് ചാർജുള്ള സോഡിയം അയോണുകളുടെയും നെഗറ്റീവ് ചാർജുള്ള ക്ലോറൈഡ് അയോണുകളുടെയും കൂട്ടമായി അവ നിലനിൽക്കുന്നു. അവ തമ്മിൽ വിപരീതചാർജുള്ള കണങ്ങളുടെ സ്ഥിതവൈദ്യുതാകർഷണം വഴി ബന്ധിച്ചിരിക്കുന്നു (ചിത്രം 7.10). രണ്ട് ചാർജുകൾ തമ്മിലുള്ള സ്ഥിതവൈദ്യുത ബലങ്ങൾ



ചിത്രം 7.10 സോഡിയം ക്ലോറൈഡിന്റെ ജലത്തിലുള്ള ലയനം. സോഡിയം, ക്ലോറൈഡ് അയോണുകൾ ധ്രുവീയ ജലതന്മാത്രകളുമായി ജലയോജനം വഴി സ്ഥിരത കൈവരിച്ചിരിക്കുന്നു.



മൈക്കേൽ ഫാരഡെ (1791–1867)

ലണ്ടനിലെ വളരെ പരിമിതികളുള്ള ഒരു കുടുംബത്തിലാണ് ഫാരഡെ ജനിച്ചത്. 14-ാം വയസ്സിൽ അദ്ദേഹം ദയാലുവായ ഒരു ബുക്ക് ബൈൻഡറിന്റെ സഹായിയായി കൂടുകയും, അദ്ദേഹം ബൈൻഡ് ചെയ്യുന്ന ബുക്കുകൾ ഫാരഡെയ്ക്ക് വായിക്കാൻ അനുവാദം നൽകുകയും ചെയ്തിരുന്നു. 1813-14 കാലത്ത് [illegible]

1825 ൽ റോയൽ ഇൻസ്റ്റിറ്റ്യൂഷൻ ലബോറട്ടറിയുടെ [illegible] 1833 ൽ [illegible] ഫുള്ളേറിയൻ പ്രൊഫസറായി. [illegible] 1831 ന് [illegible] 1834 ൽ അദ്ദേഹം [illegible] 450 [illegible] അദ്ദേഹം പ്രസിദ്ധീകരിച്ചു.

മാധ്യമത്തിന്റെ ഡൈ ഇലക്ട്രിക് സ്ഥിരാങ്കത്തിന് വിപരീതാനുപാതത്തിലാണ്. സാർവത്രികലായകമായ ജലത്തിന് വളരെ ഉയർന്ന ഡൈ ഇലക്ട്രിക് സ്ഥിരാങ്കമായ 80 ആണുള്ളത്. അതിനാൽ, സോഡിയം ക്ലോറൈഡ് ജലത്തിൽ ലയിപ്പിച്ചാൽ, സ്ഥിത വൈദ്യുതബലങ്ങൾ 80 മടങ്ങ് കുറയുകയും തത്ഫലമായി ലായനിയിൽ അയോണുകൾ സ്വതന്ത്രമായി ചലിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. മാത്രവുമല്ല ജലതന്മാത്രകളുമായുള്ള ജലയോജനം നിമിത്തം അവ നന്നായി വേർപെടുന്നു.

ഹൈഡ്രോക്ലോറിക് ആസിഡിന്റെയും അസെറ്റിക് ആസിഡിന്റെയും ജലത്തിലുള്ള അയോണീകരണം താരതമ്യം ചെയ്താൽ രണ്ടും ധ്രുവീയസഹസംയോജക തന്മാത്രകളാണെങ്കിലും, ആദ്യത്തേത് അതിന്റെ ഘടക അയോണുകളായി പൂർണമായി അയോണീകരിക്കപ്പെടുമ്പോൾ രണ്ടാമത്തേത് ഭാഗികമായി മാത്രമേ അയോണീകരിക്കപ്പെടുന്നുള്ളൂ എന്ന് നമുക്ക് കാണാൻ കഴിയും (< 5%). അയോണീകരണത്തിന്റെ തോത് ബന്ധനത്തിന്റെ ശക്തിയേയും അയോണുകളുടെ വിലായകയോജനത്തിന്റെ അളവിനേയും ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. ആദ്യകാലത്ത് വിഘടനം, അയോണീകരണം എന്നീ പദങ്ങൾ വ്യത്യസ്ത അർത്ഥത്തിലാണ് ഉപയോഗിച്ചു വന്നിരുന്നത്. സോഡിയംക്ലോറൈഡിൽ ഉള്ളതുപോലെ, ഖരത്തിന്റെ ഖരാവസ്ഥയിൽ നിലനിൽക്കുന്ന അയോണുകൾ ജലത്തിൽ വേർപിരിക്കപ്പെടുന്ന പ്രക്രിയയെയാണ് വിഘടനം എന്നു പറയുന്നത്. നേരെമറിച്ച് അയോണീകരണം എന്ന പ്രക്രിയയിൽ ചാർജില്ലാത്ത ഒരു തന്മാത്ര, ലായനിയിൽ ചാർജുള്ള അയോണുകളായി മാറുന്നു. ഇവ തമ്മിലുള്ള വ്യത്യാസം കണക്കിലെടുക്കാതെ, രണ്ടുപദങ്ങളും ഈ യൂണിറ്റിൽ ഉപയോഗിച്ചിരിക്കുന്നു.

7.10.1 ആസിഡുകളുടേയും ബേസുകളുടേയും അറീനിയസ് സങ്കല്പനം (Arrhenius Concept of Acids and Bases)

അറീനിയസ് സിദ്ധാന്തപ്രകാരം ആസിഡുകൾ ജലത്തിൽ വിഘടിച്ച് ഹൈഡ്രജൻ അയോണുകൾ $H^+(aq)$ നൽകുന്ന പദാർഥങ്ങളും ബേസുകൾ ജലത്തിൽ ഹൈഡ്രോക്സിൽ അയോണുകൾ $OH^-(aq)$) നൽകുന്ന പദാർഥങ്ങളുമാണ്. HX (aq) എന്ന ആസിഡിന്റെ അയോണീകരണം താഴെപ്പറയുന്ന സമവാക്യത്തിലൂടെ ചിത്രീകരിക്കാം.

$$HX(aq) \rightarrow H^+(aq) + X^-(aq)$$

or

$$HX(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + X^-(aq)$$

ഒരു സ്വതന്ത്രപ്രോട്ടോൺ, H^+ വളരെ ക്രിയാശീലമുള്ളതും ജലീയലായനികളിൽ സ്വതന്ത്രമായി നിൽക്കാൻ കഴിയാത്തതുമാണ്. അതിനാൽ, അത് ലായകജല തന്മാത്രയിലെ ഓക്സിജനുമായി ബന്ധനമുണ്ടാക്കി ത്രികോണീയപിരമിഡ് ആകൃതിയുള്ള ഹൈഡ്രോണിയം അയോൺ H_3O^+ {$[H(H_2O)]^+$} ആയി നിലനിൽക്കുന്നു (ചതുരം കാണുക). $H^+(aq)$ ഉം $H_3O^+(aq)$ ഉം ഉപയോഗിച്ച് ഒരു ജലയോജിതപ്രോട്ടോണിനെ സൂചിപ്പിക്കാം.

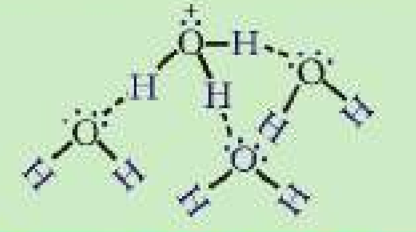
അതുപോലെ, MOH പോലെയുള്ള ഒരു ബേസ് തന്മാത്ര ജലീയലായനിയിൽ അയോണീകരിക്കപ്പെടുന്നതിനെ സൂചിപ്പിക്കുന്ന സമവാക്യം ചുവടെ ചേർത്തിരിക്കുന്നു.

$$MOH(aq) \rightarrow M^+(aq) + OH^-(aq)$$

ഹൈഡ്രോക്സിൽ അയോണും ജലീയലായനിയിൽ ജലസംയോജിതരൂപത്തിലാണ് നിലകൊള്ളുന്നത്. ആസിഡിന്റെയും ബേസിന്റെയും അറീനിയസ് സങ്കല്പനം, ജലീയലായനികൾക്ക് മാത്രം ഉപയോഗിക്കാവുന്നതാണെന്നും, ഹൈഡ്രോക്സിൽ ഗ്രൂപ്പില്ലാത്ത അമോണിയ പോലെയുള്ള ബേസികഗുണമുള്ള പദാർഥങ്ങൾക്ക് ഉപയോഗിക്കാൻ കഴിയില്ലെന്നുമുള്ള പരിമിതി നിലനിൽക്കുന്നു.

ഹൈഡ്രോണിയം, ഹൈഡ്രോക്സിൽ അയോണുകൾ

ഹൈഡ്രജൻ അയോൺ എന്നത് വളരെ ചെറിയ വലിപ്പമുള്ള ($\sim 10^{-15}$ m ആരം) സ്വതന്ത്ര പ്രോട്ടോണും, തീക്ഷ്ണമായ വൈദ്യുതമണ്ഡലമുള്ളതിനാൽ ജലതന്മാത്രയിലെ ലഭ്യമായ ഒരു ഏകാന്തജോഡിയുമായി ബന്ധിച്ച് H_3O^+ ആയി നിലനിൽക്കുന്നതുമായ അയോൺ ആണ്. ഈ കണികകളെ ഖരാവസ്ഥയിൽ ധാരാളം സംയുക്തങ്ങളിൽ കണ്ടെത്തിയിട്ടുണ്ട് (ഉദാ.$H_3O^+Cl^-$). ജലീയലായനിയിൽ, ഹൈഡ്രോണിയം അയോൺ വീണ്ടും ജലസംയോജന പ്രക്രിയയ്ക്കു വിധേയമായി $H_5O_2^+$, $H_9O_4^+$ തുടങ്ങിയ കണികകൾ നൽകുന്നു. അതുപോലെ, ഹൈഡ്രോക്സിൽ അയോണുകളും ജലസംയോജനത്തിന് വിധേയമായി ധാരാളം അയോണികകണങ്ങളായ $H_3O_2^-$, $H_5O_3^-$, $H_7O_4^-$ തുടങ്ങിയവ നൽകുന്നു.



$H_9O_4^+$

7.10.2 ബ്രോൺസ്റ്റഡ് - ലൗറി ആസിഡുകളും ബേസുകളും (The Bronsted-Lowry Acids and Bases)

ഡാനിഷ് രസതന്ത്രജ്ഞൻ ജൊഹന്നാസ് ബ്രോൺസ്റ്റഡും, ഇംഗ്ലീഷ് രസതന്ത്രജ്ഞൻ തോമസ് എം. ലൗറിയും

ആസിഡുകൾക്കും ബേസുകൾക്കും പൊതുവായ ഒരു നിർവചനം നൽകി. ബ്രോൺസ്റ്റഡ് – ലൗറി സിദ്ധാന്ത പ്രകാരം, ഹൈഡ്രജൻഅയോൺ, H^+ – നെ ദാനം ചെയ്യാൻ കഴിയുന്ന പദാർഥങ്ങളെ ആസിഡുകളെന്നും, H^+ – അയോണിനെ സ്വീകരിക്കാൻ കഴിയുന്ന പദാർഥങ്ങളെ ബേസുകളെന്നും പറയുന്നു. ചുരുക്കത്തിൽ ആസിഡുകൾ പ്രോട്ടോൺദാതാക്കളും ബേസുകൾ പ്രോട്ടോൺ സ്വീകർത്താക്കളുമാണ്.

NH_3 യുടെ ജലത്തിലുള്ള ലയനത്തിന്റെ സമവാക്യം ഉദാഹരണമായി ചുവടെ ചേർക്കുന്നു:

പ്രോട്ടോൺ ചേർക്കപ്പെടുന്നു

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

ബേസ് ആസിഡ് സംയുഗ്മി ആസിഡ് സംയുഗ്മി ബേസ്

പ്രോട്ടോൺ നഷ്ടപ്പെടുന്നു

ബേസികലായനിയുണ്ടാകാനുള്ള കാരണം ഹൈഡ്രോക്സിൽ അയോണുകളുടെ സാന്നിധ്യമാണ്. ഈ പ്രവർത്തനത്തിൽ ജലതന്മാത്ര പ്രോട്ടോൺ ദാതാവായും അമോണിയതന്മാത്ര പ്രോട്ടോൺ സ്വീകർത്താവുമായാണ് പ്രവർത്തിച്ചത്. അതിനാൽ അവയെ യഥാക്രമം ലൗറി-ബ്രോൺസ്റ്റഡ് ആസിഡെന്നും ബേസെന്നും വിളിക്കുന്നു. പിറകോട്ടുള്ള പ്രവർത്തനത്തിൽ NH_4^+ ൽ നിന്ന് H^+, OH^- ലേക്ക് സ്ഥാനമാറ്റം നടന്നിരിക്കുന്നു. ഇവിടെ, NH_4^+ ഒരു ബ്രോൺസ്റ്റഡ് ആസിഡായും OH^- ഒരു ബ്രോൺസ്റ്റഡ് ബേസായും പ്രവർത്തിക്കുന്നു. ഒരു പ്രോട്ടോണിന്റെ മാത്രം വ്യത്യാസമുള്ള ആസിഡ്–ബേസ് ജോഡികളെ സംയുഗ്മി ആസിഡ്–ബേസ് ജോഡികൾ എന്നു വിളിക്കുന്നു. അതുകൊണ്ട് OH^- നെ H_2O ആസിഡിന്റെ സംയുഗ്മി ബേസെന്നും NH_4^+ നെ NH_3 എന്ന ബേസിന്റെ സംയുഗ്മി ആസിഡെന്നും വിളിക്കുന്നു. ബ്രോൺസ്റ്റഡ് ആസിഡ് ശക്തിയേറിയ ആസിഡാണെങ്കിൽ അതിന്റെ സംയുഗ്മി ബേസ് ഒരു ശക്തികുറഞ്ഞ ബേസ് ആയിരിക്കും, നേരെ തിരിച്ചും. ഇതിൽ നിന്ന് മനസിലാക്കേണ്ട കാര്യം സംയുഗ്മി ആസിഡിന് ഒരു പ്രോട്ടോൺ കൂടുതലും ഓരോ സംയുഗ്മി ബേസിനും ഒരു പ്രോട്ടോൺ കുറവുമായിരിക്കും എന്നതാണ്.

ജലത്തിലുള്ള ഹൈഡ്രോക്ലോറിക് ആസിഡിന്റെ അയോണീകരണം ഉദാഹരണമായി പരിഗണിക്കുക. HCl(aq) ഒരു ആസിഡായി വർത്തിച്ചുകൊണ്ട് ജലതന്മാത്രയ്ക്ക് ഒരു പ്രോട്ടോണിനെ നൽകുന്നു.

പ്രോട്ടോൺ ചേർക്കപ്പെടുന്നു

$$HCl(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$$

ആസിഡ് ബേസ് സംയുഗ്മി ആസിഡ് സംയുഗ്മി ബേസ്

പ്രോട്ടോൺ നഷ്ടപ്പെടുന്നു

മുകളിലുള്ള സമവാക്യത്തിൽ കാണുന്നതുപോലെ ജലം ഒരു ബേസായി പ്രവർത്തിക്കുന്നു, കാരണം, അത് ഒരു പ്രോട്ടോണിനെ സ്വീകരിക്കുന്നു. ജലം HCl-ൽ നിന്നുള്ള പ്രോട്ടോണിനെ സ്വീകരിച്ചാൽ H_3O^+ കണികകൾ രൂപപ്പെടുന്നു. അതിനാൽ, HCl ന്റെ സംയുഗ്മി ബേസ് ആണ് Cl^-, Cl^- ന്റെ സംയുഗ്മി അമ്ലമാണ് HCl. അതുപോലെ H_2O എന്നത് H_3O^+ എന്ന അമ്ലത്തിന്റെ സംയുഗ്മി ബേസും H_2O എന്ന ബേസിന്റെ സംയുഗ്മി ആസിഡ് H_3O^+ -ഉം ആകുന്നു.

ജലത്തിന്റെ ആസിഡായും ബേസായുമുള്ള ദ്വൈത സ്വഭാവം ഇവിടെ നിരീക്ഷിക്കാൻ സാധിക്കും. HCl-മായുള്ള പ്രവർത്തനത്തിൽ, ജലം ഒരു ബേസായും അമോണിയയുമായുള്ള പ്രവർത്തനത്തിൽ അത് പ്രോട്ടോണിനെ കൊടുക്കുന്ന ആസിഡായും പ്രവർത്തിക്കുന്നു.

അറീനിയസ്
(1859-1927)

സ്വീഡനിലെ ഉപ്സലക്കടുത്താണ് അറീനിയസ് ജനിച്ചത്. 1884 ൽ ഉപ്സല സർവകലാശാലയിൽ ഇലക്ട്രോലിറ്റിക് ലായനിയുടെ ചാലകതയെക്കുറിച്ചുള്ള പ്രബന്ധം അവതരിപ്പിച്ചു. അടുത്ത അഞ്ച് വർഷത്തേക്ക് തുടർച്ചയായി യാത്ര ചെയ്യുകയും യൂറോപ്പിലെ ധാരാളം ഗവേഷണകേന്ദ്രങ്ങൾ സന്ദർശിക്കുകയും ചെയ്തു. 1895 ൽ പുതിയതായി ആരംഭിച്ച സ്റ്റോക്ക്ഹോം സർവകലാശാലയിലെ ഭൗതികശാസ്ത്ര പ്രൊഫസറായി അദ്ദേഹത്തെ നിയമിച്ചു. 1897 മുതൽ 1902 വരെ അവിടെ റെക്ടറായി സേവനമനുഷ്ഠിച്ചു. 1905 മുതൽ അവസാനകാലം വരെ അദ്ദേഹം സ്റ്റോക്ക്ഹോമിലെ നോബൽ ഇൻസ്റ്റിറ്റ്യൂട്ടിലെ ഭൗതികരസതന്ത്ര ഡയറക്ടറായിരുന്നു. ഇലക്ട്രോലൈറ്റ് ലായനിയിലുള്ള ഗവേഷണത്തിൽ അദ്ദേഹം നിരവധി വർഷങ്ങളോളം തുടർന്നു. 1899 ൽ രാസപ്രവർത്തനനിരക്കും താപനിലയും തമ്മിലുള്ള ബന്ധം ഒരു സമവാക്യത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ വിശദീകരിക്കുകയും, ഇപ്പോൾ അത് അറീനിയസ് സമവാക്യമായി അറിയപ്പെടുകയും ചെയ്യുന്നു.

വ്യത്യസ്തമായ മേഖലകളിൽ അദ്ദേഹം പ്രവർത്തിക്കുകയും പ്രതിരോധശാസ്ത്രം, പ്രപഞ്ചശാസ്ത്രം, ജീവന്റെ ഉത്പത്തി, ഹിമയുഗത്തിന്റെ കാരണങ്ങൾ തുടങ്ങിയവയ്ക്ക് പ്രധാനപ്പെട്ട സംഭാവനകൾ നൽകുകയും ചെയ്തു. ഹരിതഗൃഹപ്രഭാവത്തെക്കുറിച്ച് ആദ്യമായി ചർച്ച ചെയ്തത് അദ്ദേഹമാണ്. ഇലക്ട്രോലൈറ്റിന്റെ വിഘടനസിദ്ധാന്തത്തിനും, രസതന്ത്രത്തിന്റെ വികാസത്തിൽ അതിന്റെ ഉപയോഗത്തെയും മുൻനിർത്തി, രസതന്ത്രത്തിനുള്ള നോബൽസമ്മാനം 1903- ൽ അദ്ദേഹത്തിന് ലഭിച്ചു.

പ്രശ്നം 7.12

താഴെയുള്ള ബ്രോൺസ്റ്റഡ് ആസിഡുകളുടെ സംയുഗ്മി ബേസുകൾ ഏതൊക്കെയാണ് : HF, H_2SO_4, HCO_3^- ?

ഉത്തരം

സംയുഗ്മിബേസുകൾക്കെല്ലാം അതാതു പദാർഥങ്ങളേക്കാൾ ഒരു പ്രോട്ടോൺ കുറവായിരിക്കും. അതിനാൽ അവയുടെ സംയുഗ്മിബേസുകൾ യഥാക്രമം :- F^-, HSO_4^-, CO_3^{2-} എന്നിവയാണ്.

പ്രശ്നം 7.13

താഴെപ്പറയുന്ന ബ്രോൺസ്റ്റഡ് ബേസുകൾക്കുള്ള സംയുഗ്മിആസിഡുകങ്ങൾ എഴുതുക : NH_2^-, NH_3, $HCOO^-$ എന്നിവ.

ഉത്തരം

സംയുഗ്മിആസിഡുകൾക്ക് ഒരു അധികപ്രോട്ടോൺ ഉണ്ടാകും. അതിനാൽ അവയുടെ തത്തുല്യ സംയുഗ്മിആസിഡുകൾ യഥാക്രമം NH_3, NH_4^+, HCOOH എന്നിവയാണ്.

പ്രശ്നം 7.14

H_2O, HCO_3^-, HSO_4^-, NH_3 തുടങ്ങിയവ ബ്രോൺസ്റ്റഡ് ആസിഡുകളും ബേസുകളും ആയി പ്രവർത്തിക്കാൻ കഴിയുന്നവയാണ്. ഇവയോരോന്നിന്റെയും സംയുഗ്മി ആസിഡും സംയുഗ്മിബേസും എഴുതുക.

ഉത്തരം

താഴെയുള്ള പട്ടികയിൽ ഉത്തരങ്ങൾ നൽകിയിരിക്കുന്നു.

തന്മാത്ര / അയോൺ	സംയുഗ്മി ആസിഡ്	സംയുഗ്മി ബേസ്
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 ലൂയിസ്ആസിഡുകളും ബേസുകളും (Lewis acids and bases)

1923 ൽ ജി.എൻ. ലൂയിസ്, *ഇലക്ട്രോൺ ജോടിയെ സ്വീകരിക്കുന്ന പദാർഥങ്ങളെ ആസിഡുകളെന്നും, ഇലക്ട്രോൺ ജോടിയെ വിട്ടുകൊടുക്കുന്ന പദാർഥങ്ങളെ ബേസുകളെന്നും നിർവചിച്ചു.* ബേസുകളെ സംബന്ധിച്ച്, ബ്രോൺസ്റ്റഡ് - ലൗറി സിദ്ധാന്തവും ലൂയിസ് ആശയവും തമ്മിൽ വലിയ വ്യത്യാസമില്ല കാരണം, രണ്ടു സാഹചര്യങ്ങളിലും ബേസ് ഒരു ഏകാന്ത ജോടിയെ വിട്ടുകൊടുക്കുന്നു. എങ്കിലും, ലൂയിസ് സങ്കല്പത്തിൽ മിക്കവാറും ആസിഡുകൾക്ക് പ്രോട്ടോൺ ഇല്ല. എടുത്തു പറയാവുന്ന ഒരു ഉദാഹരണം, BF_3 എന്ന ഇലക്ട്രോൺ കുറവുള്ള സ്പീഷിസും (species) NH_3 യുമായുള്ള പ്രവർത്തനമാണ്.

BF_3 - ൽ പ്രോട്ടോൺ ഒന്നുമില്ല എങ്കിലും ആസിഡു സ്വഭാവം കാട്ടുകയും ഒരു ജോടി ഇലക്ട്രോണുകളെ സ്വീകരിച്ചുകൊണ്ട് NH_3 യുമായി പ്രവർത്തിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. ഠാസപ്രവർത്തനത്തെ ഇങ്ങനെ പ്രതിനിധീകരിക്കാം.

$$BF_3 + :NH_3 \rightarrow BF_3:NH_3$$

ഇലക്ട്രോൺ കുറവുള്ള $AlCl_3$, Co^{3+}, Mg^{2+} മുതലായവ ലൂയിസ് ആസിഡുകളായും എന്നാൽ H_2O, NH_3, OH^- മുതലായവ ഇലക്ട്രോണുകളെ നൽകാൻ കഴിവുള്ളതിനാൽ ലൂയിസ് ബേസുകളായും പ്രവർത്തിക്കുന്നു.

പ്രശ്നം 7.15

താഴെപ്പറയുന്നവയെ ലൂയിസ് ആസിഡുകളായും ലൂയിസ് ബേസുകളായും വർഗീകരിക്കുകയും എങ്ങനെയാണ് അവ അപ്രകാരം പ്രവർത്തിക്കുന്നതെന്ന് എഴുതുകയും ചെയ്യുക.

(a) HO^- (b) F^- (c) H^+
(d) BCl_3

ഉത്തരം

(a) ഹൈഡ്രോക്സിൽ അയോൺ ഒരു ലൂയിസ് ബേസാണ്. കാരണം അതിന് ഒരു ഏകാന്ത ജോടി ഇലക്ട്രോണുകളെ ($:OH^-$) നൽകാൻ കഴിയുന്നു.

(b) ഫ്ളൂറൈഡ് അയോൺ ലൂയിസ് ബേസായി പ്രവർത്തിക്കുന്നു, കാരണം അതിന് നാല് ഏകാന്ത ഇലക്ട്രോൺ ജോടികളിൽ ഏതെങ്കിലും ഒരെണ്ണം നൽകാൻ കഴിയുന്നു.

(c) ഒരു പ്രോട്ടോൺ ലൂയിസ് ആസിഡാണ്. കാരണം അതിന് ബേസുകളായ ഹൈഡ്രോക്സിൽ അയോൺ, ഫ്ളൂറൈഡ് അയോൺ എന്നിവയിൽ നിന്ന് ഒരു ഏകാന്ത ജോടി ഇലക്ട്രോണുകളെ സ്വീകരിക്കാൻ കഴിയും.

(d) BCl_3 ഒരു ലൂയിസ് ആസിഡായി പ്രവർത്തിക്കുന്നു, കാരണം അമോണിയ അല്ലെങ്കിൽ അമീൻ തന്മാത്രകളിൽ നിന്ന് അതിന് ഏകാന്തജോടി ഇലക്ട്രോണുകളെ സ്വീകരിക്കാൻ കഴിയുന്നു.

7.11 ആസിഡുകളുടെയും ബേസുകളുടെയും അയോണീകരണം

ആസിഡുകളുടെയും ബേസുകളുടെയും അയോണീകരണം വിശദീകരിക്കുവാൻ, അറീനിയസ് സങ്കല്പനം ഉപയോഗപ്രദമാണ്. കാരണം, രാസ-ജൈവവ്യൂഹങ്ങളിൽ നടക്കുന്ന അയോണീകരണം ജലീയമാധ്യമത്തിലാണ് എന്നതാണ്. പ്രബലാമ്ലങ്ങളായ പെർക്ലോറിക് ആസിഡ് ($HClO_4$), ഹൈഡ്രോക്ലോറിക് ആസിഡ് (HCl), ഹൈഡ്രോബ്രോമിക് ആസിഡ് (HBr), ഹൈഡ്രോഅയഡിക് ആസിഡ് (HI), നൈട്രിക് ആസിഡ് (HNO_3), സൾഫ്യൂറിക് ആസിഡ് (H_2SO_4) എന്നിവ ജലത്തിൽ ഏകദേശം പൂർണമായി വിഘടിച്ച് ഘടക അയോണുകളായി മാറുകയും അതുവഴി പ്രോട്ടോൺ (H^+) ദാതാക്കളായി പ്രവർത്തിക്കുകയും ചെയ്യുന്നതിനാലാണ് അവയെ പ്രബലം എന്നു വിളിക്കുന്നത്. അതുപോലെ, പ്രബലബേസുകളായ ലിഥിയംഹൈഡ്രോക്സൈഡ് (LiOH) സോഡിയം ഹൈഡ്രോക്സൈഡ് (NaOH), പൊട്ടാസ്യംഹൈഡ്രോക്സൈഡ്(KOH), സീസിയം ഹൈഡ്രോക്സൈഡ് (CsOH), ബേരിയംഹൈഡ്രോക്സൈഡ് [$Ba(OH)_2$] എന്നിവ ജലീയലായനിയിൽ ഏകദേശം പൂർണമായി വിഘടിച്ച് ഹൈഡ്രോക്സിൽ അയോണുകൾ, OH^- നൽകുന്നു. അറീനിയസ് സങ്കല്പന പ്രകാരം അവ പ്രബല ആസിഡുകളും ബേസുകളും ആണ്. കാരണമെന്തെന്നാൽ, അവ മാധ്യമത്തിൽ പൂർണമായി വിഘടിച്ച് യഥാക്രമം H_3O^+-ഉം OH^--ഉം നൽകുന്നു. ആസിഡിന്റെയും ബേസിന്റെയും ശക്തി മറ്റൊരു തരത്തിൽ ബ്രോൺസ്റ്റഡ് ലൗറി സങ്കല്പത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ വിലയിരുത്താം. അവിടെ പ്രബല ആസിഡ് എന്നതുകൊണ്ട്, നല്ല പ്രോട്ടോൺ ദാതാവ് എന്നും പ്രബല ബേസിനെ നല്ല പ്രോട്ടോൺ സ്വീകർത്താവ് എന്നും കരുതാം. ദുർബല ആസിഡായ, HA-യുടെ, ആസിഡ്-ബേസ് വിഘടനസന്തുലനം സങ്കല്പിക്കുക.

$$HA(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + A^-(aq)$$

ആസിഡ് ബേസ് സംയുഗ്മി ആസിഡ് സംയുഗ്മി ബേസ്

ഭാഗം 7.10.2 ൽ ആസിഡ് (അല്ലെങ്കിൽ ബേസ്) വിഘടന സന്തുലനം ഗതികമാണെന്നും, അതിൽ മുന്നോട്ടും പിന്നോട്ടുമുള്ള ദിശയിൽ പ്രോട്ടോൺ സ്ഥാനമാറ്റവും ഉൾപ്പെട്ടിട്ടുണ്ടെന്നും വ്യക്തമായിട്ടുണ്ട്. ഇവിടെ അഭിമുഖീകരിക്കുന്ന പ്രശ്നം, സന്തുലനം ഗതികമായതിനാൽ, സമയം പുരോഗമിക്കുന്നതിനനുസരിച്ച് ഏത് ദിശയിലാണ് രാസപ്രവർത്തനം കൂടുതലായി സാധ്യമാകുന്നത് എന്നുള്ളതാണ്? എന്താണ് അതിനെ മുന്നോട്ടു നയിക്കുന്ന ബലം? ഈ ചോദ്യങ്ങളുടെ ഉത്തരം ലഭിക്കുന്നതിനായി വിഘടനസന്തുലനത്തിൽ ഉൾപ്പെട്ടിട്ടുള്ള രണ്ട് ആസിഡുകളുടെ (അല്ലെങ്കിൽ ബേസുകളുടെ) ശക്തികൾ താരതമ്യം ചെയ്യേണ്ടതുണ്ട്. മുകളിൽ സൂചിപ്പിച്ച ആസിഡ് വിഘടനസന്തുലനത്തിലുള്ള രണ്ട് ആസിഡുകൾ HA ഉം H_3O^+ ഉം പരിഗണിക്കുക. ഇതിലേതാണ് പ്രബല പ്രോട്ടോൺ ദാതാവ് എന്നു പരിശോധിക്കാം. ഏതൊന്നിനാണോ പ്രോട്ടോണിനെ കൊടുക്കാൻ മറ്റൊന്നിനേക്കാൾ കൂടുതൽ പ്രവണതയുള്ളത് അതിനെ പ്രബല ആസിഡെന്നും സന്തുലനം ദുർബല ആസിഡിന്റെ ദിശയിലേക്ക് തിരിയുമെന്നും പറയാം. H_3O^+ നേക്കാളും ശക്തിയേറിയ ആസിഡാണ് HA എന്നു സങ്കല്പിച്ചാൽ, HA പ്രോട്ടോണിനെ കൊടുക്കുമ്പോൾ H_3O^+ പ്രോട്ടോണിനെ കൊടുക്കുന്നില്ല. ലായനിയിൽ പ്രധാനമായും A^- ഉം H_3O^+ ഉം ഉണ്ടാകും. സന്തുലനം ദുർബല ആസിഡിന്റെയും ബേസിന്റെയും ദിശയിലേക്കാണ് നടക്കുന്നത്. കാരണം പ്രബല ആസിഡ് പ്രബല ആസിഡിന് പ്രോട്ടോണിനെ നൽകുന്നു.

ഇതിൽ നിന്ന് മനസിലാകുന്നത്, ഒരു പ്രബല ആസിഡ് ജലത്തിൽ പൂർണമായി വിഘടിക്കുകയും അതിന്റെ ഫലമായി ഉണ്ടാകുന്ന ബേസ് വളരെ ദുർബലമായിരിക്കുകയും ചെയ്യുമെന്നതാണ്. അതായത്, പ്രബല ആസിഡുകൾക്ക് വളരെ ദുർബലമായ സംയുഗ്മി ബേസുകളാണ് ഉള്ളത്. പ്രബല ആസിഡുകളായ പെർക്ലോറിക് ആസിഡ് ($HClO_4$) ഹൈഡ്രോക്ലോറിക് ആസിഡ് HCl), ഹൈഡ്രോബ്രോമിക് ആസിഡ് (HBr), നൈട്രിക് ആസിഡ് (HNO_3), സൾഫ്യൂറിക് ആസിഡ് (H_2SO_4) എന്നിവ സംയുഗ്മി ബേസ് അയോണുകളായ ClO_4^-, Cl^-, Br^-, I^-, NO_3^-, HSO_4^- എന്നിവ നൽകുന്നു. ഇവ H_2O-യേക്കാളും വളരെ ദുർബലമായ ബേസുകൾ ആയിരിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. ഇതുപോലെ വളരെ പ്രബലമായ ബേസുകൾ വളരെ ദുർബലമായ സംയുഗ്മി ആസിഡുകളെ നൽകുന്നു. നേരെ മറിച്ച് HA എന്ന ദുർബലമായ ആസിഡ് ജലീയലായനിയിൽ ഭാഗികമായിമാത്രം വിഘടിക്കുകയും അതിനാൽ ലായനിയിൽ മുഖ്യമായും വിഘടിക്കാത്ത HA തന്മാത്രകൾ അടങ്ങിയിരിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. സാധാരണയായുള്ള ശക്തി കുറഞ്ഞ ആസിഡുകളാണ്, നൈട്രസ് ആസിഡ് (HNO_2), ഹൈഡ്രോഫ്ളൂറിക് ആസിഡ് (HF), അസെറ്റിക് ആസിഡ് (CH_3COOH) എന്നിവ. ദുർബല ആസിഡുകൾക്ക് വളരെ പ്രബലമായ സംയുഗ്മി ബേസുകളാണ് ഉള്ളത്. ഉദാഹരണത്തിന്, NH_2^-, O^{2-}, H^- മുതലായവ വളരെ നല്ല പ്രോട്ടോൺ സ്വീകർത്താക്കളാണ്. അതിനാൽ അവ H_2O നേക്കാൾ വളരെ പ്രബലമായ ബേസുകളാണ്.

ജലത്തിൽ ലയിക്കുന്ന ചില ഓർഗാനിക് സംയുക്തങ്ങളായ ഫിനോൾഫ്തലീൻ, ബ്രോമോതൈമോൾബ്ലൂ തുടങ്ങിയവ ദുർബല ആസിഡുകളാണ്. അവ, അവയുടെ ആസിഡ് (HIn) സംയുഗ്മി ബേസ് (In^-) എന്നീ രൂപങ്ങളിൽ വ്യത്യസ്ത നിറങ്ങൾ കാണിക്കുന്നു.

$HIn(aq) + H_2O(l)$ □ $H_3O^+(aq) + In^-(aq)$

ആസിഡ് സൂചകം സംയുഗ്മിആസിഡ് സംയുഗ്മിബേസ്
നിറം A നിറം B

ഇങ്ങനെയുള്ള സംയുക്തങ്ങൾ ആസിഡ് – ബേസ് അനുമാപനങ്ങളിൽ (titratious) സൂചകങ്ങളായും H^+ അയോണുകളുടെ ഗാഢത കണ്ടെത്താനും ഉപയോഗപ്രദമാണ്.

7.11.1 ജലത്തിന്റെ അയോണീകരണസ്ഥിരാങ്കവും അയോണികഗുണനഫലവും

ജലം പോലെയുള്ള ചില പദാർഥങ്ങളുടെ പ്രധാന സവിശേഷത അതിന് അമ്ലമായും ബേസായും പ്രവർത്തിക്കാനുള്ള കഴിവ് ഉണ്ടെന്നുള്ളതാണ്. ജലത്തിന്റെ ഈ പ്രത്യേകത ഭാഗം 7.10.2 ൽ കണ്ടതാണ്. HA എന്ന അമ്ലത്തിന്റെ സാന്നിധ്യത്തിൽ, ഒരു പ്രോട്ടോണിനെ സ്വീകരിച്ച് ബേസായി പ്രവർത്തിക്കുന്നു. എന്നാൽ B എന്ന ഒരു ബേസിന്റെ സാന്നിധ്യത്തിൽ പ്രോട്ടോണിനെ കൊടുത്തുകൊണ്ട് അത് ഒരു അമ്ലമായി പ്രവർത്തിക്കുന്നു. ശുദ്ധജലത്തിൽ ഒരു H_2O തന്മാത്ര പ്രോട്ടോണിനെ കൊടുക്കുകയും അമ്ലമായി പ്രവർത്തിക്കുകയും മറ്റൊരു ജലതന്മാത്ര പ്രോട്ടോണിനെ സ്വീകരിച്ചുകൊണ്ട് ബേസായി പ്രവർത്തിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. അവിടെ താഴെപ്പറയുന്ന സന്തുലനം നിലനിൽക്കുന്നു.

$H_2O(l) + H_2O(l)$ ⇌ $H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$
ആസിഡ് ക്ഷാരം സംയുഗ്മി ആസിഡ് സംയുഗ്മി ബേസ്

$$K = [H_3O^+] [OH^-] / [H_2O]^2 \qquad (7.26)$$

ജലം ഒരു ശുദ്ധമായ ദ്രാവകമായതിനാൽ അതിന്റെ ഗാഢത സ്ഥിരമായി നിൽക്കുന്നു. അതിനാൽ ജലത്തിന്റെ ഗാഢത ഛേദത്തിൽ നിന്ന് ഒഴിവാക്കുന്നു. $[H_2O]$ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കത്തിൽ ഉൾപ്പെടുത്തുന്നതുകൊണ്ട് ഒരു പുതിയ സ്ഥിരാങ്കം K_w കിട്ടുന്നു. അതിനെ ജലത്തിന്റെ അയോണികഗുണനഫലമെന്ന് വിളിക്കുന്നു.

$$K_w = [H^+][OH^-] \qquad (7.27)$$

298 K ൽ H^+ ന്റെ ഗാഢത പരീക്ഷണത്തിലൂടെ കണ്ടെത്തിയത് 1.0×10^{-7} M എന്നാണ്. ജലത്തിന്റെ വിഘടനം തുല്യ എണ്ണത്തിലുള്ള H^+ അയോണുകളും OH^- അയോണുകളും ഉണ്ടാക്കുന്നതിനാൽ, ഹൈഡ്രോക്സിൽ അയോണുകളുടെ ഗാഢത, $[OH^-] = [H^+] = 1.0 \times 10^{-7}$ M, അതിനാൽ 298K ൽ K_w ന്റെ മൂല്യം.

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = (1 \times 10^{-7})^2 = 1 \times 10^{-14}\ M^2 \ (7.28)$$

K_w ഒരു സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കമായതിനാൽ അതിന്റെ മൂല്യം ഊഷ്മാവിനെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു.

ശുദ്ധജലത്തിന്റെ സാന്ദ്രത 1000 g/ L ആകുന്നു. അതിന്റെ മോളാർ മാസ്സ് 18.0 g /mol. ഇതിൽനിന്ന് ശുദ്ധജലത്തിന്റെ മൊളാരിറ്റി ഇങ്ങനെ കിട്ടുന്നു.

$$[H_2O] = (1000\ g/L)\ (1\ mol/18.0g) = 55.55\ M$$

അതിനാൽ വിഘടിച്ച ജലത്തിന്റെയും വിഘടിക്കാത്ത ജലത്തിന്റെയും അനുപാതം ഇങ്ങനെ നൽകാൻ കഴിയും.

$10^{-7} / (55.55) = 1.8 \times 10^{-9}$ അല്ലെങ്കിൽ ~ 2×10^{-9}
അതായത് 10^9 – ൽ 2

(അതുകൊണ്ട്, സന്തുലനത്തിൽ വിഘടിക്കാത്ത ജലത്തിന്റെ അളവ് വളരെ കൂടുതലായിരിക്കും)

H_3O^+, OH^- ഗാഢതകളുടെ ആപേക്ഷികമൂല്യങ്ങൾ വെച്ചുകൊണ്ട് അമ്ല–നിർവീര്യ–ബേസിക–ഗുണങ്ങളുള്ള ജലീയലായനികളെ തിരിച്ചറിയാം.

ആസിഡ്: $[H_3O^+] > [OH^-]$

നിർവീര്യം: $[H_3O^+] = [OH^-]$

ബേസ്: $[H_3O^+] < [OH^-]$

7.11.2 pH തോത് (pH scale)

മൊളാരിറ്റിയിലുള്ള ഹൈഡ്രോണിയം അയോൺ ഗാഢത കൂടുതൽ സൗകര്യപ്രദമായി ആവിഷ്കരിക്കാൻ ഒരു ലോഗരിതമികതോത് ഉപയോഗിക്കുന്നു. അതിനെ pH തോത് എന്ന് വിളിക്കുന്നു. ഹൈഡ്രജൻ അയോൺ ക്രിയാശേഷി (a_{H^+}) യുടെ 10 ആധാരമായുള്ള നെഗറ്റീവ് ലോഗരിതത്തെയാണ് ലായനിയുടെ pH എന്ന് നിർവചിക്കുന്നത്. നേർപ്പിച്ച ലായനികളിൽ (< 0.01 M) ഉള്ള ഹൈഡ്രജൻ അയോൺക്രിയാശേഷി $[a_{H^+}]$, H^+ ന്റെ മൊളാരിറ്റിയുടെ മൂല്യത്തിന് തുല്യമാണ്. ക്രിയാശേഷി എന്നതിന് യൂണിറ്റ് ഒന്നും തന്നെയില്ല. അതിനെ ഇങ്ങനെ നിർവചിക്കാം

$$a_{H^+} = [H^+]\ /mol\ L^{-1}$$

pH ന്റെ നിർവചനത്തിൽ നിന്ന് നമുക്കിങ്ങനെ ഒരു നിഗമനം എഴുതാം.

$$pH = -\log a_{H^+} = -\log \{[H^+]/mol\ L^{-1}\}$$

അതുകൊണ്ട്, HCl ന്റെ ഒരു അമ്ലലായനിക്ക് (10^{-2} M), pH = 2 ആയിരിക്കും. അതുപോലെ, NaOH ന്റെ ഒരു ബേസിക ലായനിയിൽ $[OH^-] = 10^{-4}$ M, $[H_3O^+] = 10^{-10}$ M, ആകയാൽ pH = 10. 25° C ൽ ശുദ്ധജലത്തിലെ ഹൈഡ്രജൻ അയോണുകളുടെ ഗാഢത $[H^+] = 10^{-7}$ M അതിനാൽ ശുദ്ധജലത്തിന്റെ pH ഇങ്ങനെ നൽകാം,

$$pH = -\log(10^{-7}) = 7$$

അമ്ലലായനികളുടെ ഹൈഡ്രജൻഅയോൺഗാഢത $[H^+] > 10^{-7}$ M, ഉം ബേസികലായനികളുടെ ഹൈഡ്രജൻ

അയോൺഗാഢത $[H^+] < 10^{-7}$ M - ഉം ആയിരിക്കും. അതിനാൽ നമുക്കിങ്ങനെ ചുരുക്കാം.

അമ്ലലായനികളുടെ pH < 7

ബേസികലായനികളുടെ pH > 7

നിർവീര്യലായനികളുടെ pH = 7

വീണ്ടും 298 K-ൽ സമവാക്യം 7.28 പരിഗണിച്ചാൽ,

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-] = 10^{-14}$$

സമവാക്യത്തിന്റെ രണ്ടു വശത്തും നെഗറ്റീവ്ലോഗരിതം എടുത്താൽ,

$$-\log K_w = -\log \{[H_3O^+] [OH^-]\}$$

$$= -\log [H_3O^+] - \log [OH^-]$$

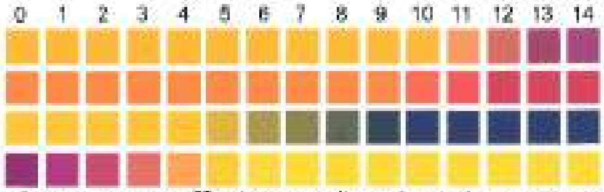
$$= -\log 10^{-14}$$

$$pK_w = pH + pOH = 14 \qquad (7.29)$$

K_w ഊഷ്മാവിനനുസരിച്ച് മാറിയാലും, pH ന്റെ ഊഷ്മാവിനനുസരിച്ചുള്ള വ്യതിയാനം വളരെ കുറവായതിനാൽ അത് സാധാരണഗതിയിൽ പരിഗണിക്കാറില്ല.

pK_w ജലീയലായനികൾക്ക് വളരെ പ്രധാനപ്പെട്ട ഒരു പരിമാണമാണ്. അത് ഹൈഡ്രജൻ, ഹൈഡ്രോക്സിൽ അയോണുകളുടെ ആപേക്ഷികഗാഢതയെ നിയന്ത്രിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. കാരണം, അവയുടെ ഗുണനഫലം ഒരു സ്ഥിരാങ്കമാണ്. pH സ്കെയിൽ ലോഗരിതത്തിൽ അധിഷ്ഠിതമായതിനാൽ, pH ലുള്ള ഒരു യൂണിറ്റ് മാറ്റം, $[H^+]$ നെ 10 മടങ്ങ് മാറ്റുമെന്ന് പ്രത്യേകം ശ്രദ്ധിക്കണം. അതുപോലെ, ഹൈഡ്രജൻ അയോൺഗാഢത, $[H^+]$ 100 മടങ്ങ് മാറിയാൽ pH ന്റെ മൂല്യം 2 യൂണിറ്റ് മാറുന്നു. താപനിലയിലെ വ്യത്യാസത്തിനനുസരിച്ച് pH ന്റെ മാറ്റം അവഗണിക്കുന്നത് എന്തുകൊണ്ട് എന്ന് ഇപ്പോൾ നിങ്ങൾക്ക് ബോധ്യപ്പെട്ടു കാണും.

ലായനികളുടെ pH അളക്കുന്നത് വളരെ പ്രാധാന്യമർഹിക്കുന്നു. എന്തെന്നാൽ അതിന്റെ മൂല്യം ജീവശാസ്ത്ര പ്രക്രിയകളിലും സൗന്ദര്യസംവർധകങ്ങളുടെ പ്രായോഗികതലത്തിലും അറിഞ്ഞിരിക്കേണ്ടതാണ്. ഒരു ലായനിയുടെ pH ഏകദേശം കണ്ടുപിടിക്കാനായി pH പേപ്പർ സഹായിക്കും. അത് വ്യത്യസ്ത pH മൂല്യങ്ങളിൽ വ്യത്യസ്ത നിറങ്ങൾ നൽകുന്നു. ഇപ്പോൾ നാല് സ്ട്രിപ്പുകൾ അടങ്ങിയ pH പേപ്പർ ലഭ്യമാണ്. ഒരേ pH ൽ വ്യത്യസ്ത സ്ട്രിപ്പുകൾക്ക് വ്യത്യസ്ത നിറങ്ങളാണ് (ചിത്രം 7.11). pH പേപ്പറുകൾ ഉപയോഗിച്ച്, 1-14 പരിധിയിൽ 0.05 കൃത്യതയോടെ pH കണ്ടെത്താൻ കഴിയും.



ചിത്രം 7.11 ഒരേ pH ൽ വ്യത്യസ്ത നിറങ്ങൾ ആകാവുന്ന നാല് സ്ട്രിപ്പുകൾ അടങ്ങിയ pH പേപ്പർ

കൂടുതൽ കൃത്യതക്ക് വേണ്ടി pH മീറ്ററുകൾ ഉപയോഗിക്കാം. പരീക്ഷണലായനിയുടെ pH ആശ്രിതവൈദ്യുത പൊട്ടൻഷ്യൽ, 0.001 സൂക്ഷ്മതയോടെ അളക്കാൻ കഴിയുന്ന ഉപകരണമാണ് pH മീറ്റർ. ഒരു പേനയുടെ മാത്രം വലിപ്പമുള്ള pH മീറ്റർ ഇപ്പോൾ വിപണിയിൽ ലഭ്യമാണ്. വളരെ സാധാരണമായ ചില പദാർഥങ്ങളുടെ pH പട്ടിക 7.5 ൽ നൽകിയിരിക്കുന്നു.

പ്രശ്നം 7.16

ഒരു ലഘുപാനീയത്തിന്റെ സാമ്പിളിലെ ഹൈഡ്രജൻ അയോൺ ഗാഢത 3.8×10^{-3}M ആണ്. അതിന്റെ pH എത്രയാണ്?

ഉത്തരം

$$pH = -\log[3.8 \times 10^{-3}]$$

$$= -\{\log[3.8] + \log[10^{-3}]\}$$

$$= -\{(0.58) + (-3.0)\} = -\{-2.42\} = 2.42$$

അതിനാൽ ലഘുപാനീയത്തിന്റെ pH, 2.42 ആണ്. അത് അമ്ലസ്വഭാവമുള്ളതെന്ന് മനസിലാക്കാം.

പ്രശ്നം 7.17

1.0×10^{-8} M, HCl ലായനിയുടെ pH കണ്ടെത്തുക.

ഉത്തരം

$2H_2O\,(l) \rightleftharpoons H_3O^+\,(aq) + OH^-\,(aq)$

$K_w = [OH^-][H_3O^+]$

$= 10^{-14}$

$x = [OH^-] = [H_3O^+]$ ആണ് H_2O ൽ നിന്ന് ലഭിക്കുന്നത് എന്നിരിക്കട്ടെ. H_3O^+ അയോൺഗാഢത ഉത്ഭവിക്കുന്നത് (i) ലയിച്ചിരിക്കുന്ന HCl ന്റെ അയോണീകരണം വഴിയാണ്. അതായത്,

$HCl(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+\,(aq) + Cl^-\,(aq)$,

(ii) H_2O യുടെ അയോണീകരണം നിമിത്തം. ഈ വളരെ നേർപ്പിച്ച ലായനികളിൽ, H_3O^+ ന്റെ രണ്ട് ഉറവിടങ്ങളും പരിഗണിക്കേണ്ടതാണ്.

$[H_3O^+] = 10^{-8} + x$

$K_w = (10^{-8} + x)(x) = 10^{-14}$

അല്ലെങ്കിൽ $x^2 + 10^{-8}x - 10^{-14} = 0$

$[OH^-] = x = 9.5 \times 10^{-8}$

അതിനാൽ pOH = 7.02 and pH = 6.98

പട്ടിക 7.5 ചില സാധാരണ പദാർഥങ്ങളുടെ pH മൂല്യങ്ങൾ

ദ്രവത്തിന്റെ നാമം	pH	ദ്രവത്തിന്റെ നാമം	pH
NaOH ന്റെ പൂരിതലായനി	~15	കട്ടൻകാപ്പി	5.0
0.1 M NaOH ലായനി	13	തക്കാളിനീര്	~4.2
ചുണ്ണാമ്പുവെള്ളം	10.5	ലഘുപാനീയം, വിനാഗിരി	~3.0
മിൽക്ക് ഓഫ് മഗ്നീഷ്യ	10	നാരങ്ങാനീര്	~2.2
മുട്ടയുടെ വെള്ള, സമുദ്രജലം	7.8	ദഹനരസം	~1.2
മനുഷ്യരക്തം	7.4	1M HCl ലായനി	~0
പാൽ	6.8	ഗാഢ HCl	~1.0
മനുഷ്യ ഉമിനീര്	6.4		

7.11.3 ദുർബലാമ്ലത്തിന്റെ അയോണീകരണ സ്ഥിരാങ്കം (Ionisation Constants of Weak acids)

ഒരു ദുർബലാമ്ലം HX സങ്കല്പിക്കുക. അത് ജലീയ ലായനിയിൽ ഭാഗികമായി വിഘടിക്കുന്നു. സന്തുലനം ഇങ്ങനെ സൂചിപ്പിക്കാം.

$$HX(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + X^-(aq)$$

പ്രാരംഭഗാഢത (M):

c 0 0

α അയോണീകരണത്തോത് ആണെങ്കിൽ,

മാറ്റം (M):

-cα +cα +cα

സന്തുലനഗാഢത (M):

c-cα +cα +cα

ഇവിടെ c വിഘടിക്കാത്ത അമ്ലത്തിന്റെ (HX) പ്രാരംഭ ഗാഢത, (സമയം t = 0 ത്തിലുള്ളത്). α HX എത്ര ത്തോളം അയോണുകളായി മാറി എന്നു സൂചിപ്പിക്കുന്ന അയോണീകരണത്തോത്. ഈ സൂചകങ്ങൾ ഉപയോഗിച്ച് മേൽപ്പറഞ്ഞ അമ്ലവിഘടന സന്തുലനത്തിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം എഴുതാൻ കഴിയും.

$$K_a = c^2\alpha^2 / c(1-\alpha) = c\alpha^2 / 1-\alpha$$

K_a യെ HX എന്ന അമ്ലത്തിന്റെ **വിഘടനസ്ഥിരാങ്കം അല്ലെങ്കിൽ അയോണീകരണസ്ഥിരാങ്കം (dissociation of ionization constant)** എന്നു വിളിക്കുന്നു. ഇതിനെ മോളാർഗാഢതയുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ മറ്റൊരുതരത്തിൽ പ്രതിനിധീകരിക്കാം.

$$K_a = [H^+][X^-] / [HX] \qquad (7.30)$$

ഒരു നിശ്ചിത ഊഷ്മാവ്, T -ൽ, K_a എന്നത് HX എന്ന അമ്ലത്തിന്റെ പ്രബലതയുടെ അളവാണ്. അതായത്, K_a യുടെ മൂല്യം കൂടുതലായാൽ അമ്ലത്തിന്റെ പ്രബലത കൂടുതൽ ആയിരിക്കും. സമവാക്യത്തിൽ ഉൾപ്പെട്ടിട്ടുള്ള എല്ലാ ഘടകങ്ങളുടേയും പ്രമാണാവസ്ഥയിലുള്ള ഗാഢത 1M ആയതുകൊണ്ട് K_a എന്നത് മാനരഹിത (dimensionless) പരിമാണമായിരിക്കും.

തെരഞ്ഞെടുത്ത വീര്യം കുറഞ്ഞ ചില അമ്ലങ്ങളുടെ അയോണീകരണസ്ഥിരാങ്കങ്ങളുടെ മൂല്യങ്ങൾ പട്ടിക 7.6 ൽ നൽകിയിരിക്കുന്നു.

പട്ടിക 7.6 തെരഞ്ഞെടുത്ത ചില ദുർബലാമ്ലങ്ങളുടെ അയോണീകരണസ്ഥിരാങ്കങ്ങൾ (298 K ൽ)

ആസിഡ്	അയോണീകരണസ്ഥിരാങ്കം K_a
ഹൈഡ്രോഫ്ളൂറിക് ആസിഡ് (HF)	3.5×10^{-4}
നൈട്രസ് ആസിഡ് (HNO_2)	4.5×10^{-4}
ഫോർമിക് ആസിഡ് (HCOOH)	1.8×10^{-4}
നിയാസിൻ (C_5H_4NCOOH)	1.5×10^{-5}
അസെറ്റിക് ആസിഡ് (CH_3COOH)	1.74×10^{-5}
ബെൻസോയിക് ആസിഡ് (C_6H_5COOH)	6.5×10^{-5}
ഹൈപ്പോക്ലോറസ് ആസിഡ് (HClO)	3.0×10^{-8}
ഹൈഡ്രോസയാനിക് ആസിഡ് (HCN)	4.9×10^{-10}
ഫീനോൾ (C_6H_5OH)	1.3×10^{-10}

ഹൈഡ്രജൻ അയോൺഗാഢതയുടെ pH തോത് വളരെ ഉപയോഗപ്രദമാണ്. കാരണം pK_w കൂടാതെ മറ്റു സ്പീഷീസിനും പരിമാണങ്ങൾക്കും അത് പ്രയോഗിക്കാം. അതായത്

$$pK_a = -\log(K_a) \qquad (7.31)$$

അമ്ലത്തിന്റെ അയോണീകരണസ്ഥിരാങ്കം K_a പ്രാരംഭഗാഢത c എന്നിവ അറിയാമെങ്കിൽ, എല്ലാ ഘടകങ്ങളുടെയും സന്തുലനഗാഢതകളും അമ്ലത്തിന്റെ അയോണീകരണ തോതും ലായനിയുടെ pH ഉം കണ്ടെത്താൻ സാധിക്കും.

പൊതുവെ പടിപടിയായുള്ള ഒരു സമീപനത്തിലൂടെ ദുർബല ഇലക്ട്രോലൈറ്റുകളുടെ pH കണ്ടെത്താൻ കഴിയും.

ഘട്ടം 1 വിഘടനത്തിനു മുമ്പുള്ള ഘടകങ്ങളെ ബ്രോൺസ്റ്റഡ്-ലൌറി അമ്ലങ്ങൾ, ബേസുകൾ എന്നിങ്ങനെ വേർതിരിക്കുക.

ഘട്ടം 2 എല്ലാ സാധ്യമായ പ്രവർത്തനങ്ങളുടെയും സമീകരിച്ച സമവാക്യങ്ങൾ എഴുതുക. അതായത് ഒരു അമ്ലമായും ബേസായും പ്രവർത്തിക്കുന്ന ഘടകങ്ങൾ.

ഘട്ടം 3 ഉയർന്ന K_a യുള്ള രാസപ്രവർത്തനത്തെ പ്രാഥമികരാസപ്രവർത്തനമെന്നും അല്ലാത്തതിനെ ഉപരാസപ്രവർത്തനമെന്നും തിരിച്ചറിഞ്ഞെഴുതുക.

ഘട്ടം 4 പ്രാഥമിക രാസപ്രവർത്തനത്തിലെ ഓരോ ഘടകങ്ങളുമായും ബന്ധപ്പെട്ട് ചുവടെ സൂചിപ്പിച്ചിട്ടുള്ളവയുടെ വിലകൾ പട്ടികയായി ചിട്ടപ്പെടുത്തുക :

(a) പ്രാരംഭഗാഢത c.

(b) അയോണീകരണ തോത്, α യുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ സന്തുലനത്തിലേക്ക് എത്തുമ്പോഴുള്ള ഗാഢതയുടെ മാറ്റം.

(c) സന്തുലനഗാഢത

ഘട്ടം 5 പ്രാഥമിക രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കസമവാക്യത്തിൽ സന്തുലന ഗാഢതകളെ ഉൾപ്പെടുത്തുകയും മൂല്യം കണ്ടെത്തുകയും ചെയ്യുക.

ഘട്ടം 6 പ്രാഥമികരാസപ്രവർത്തനത്തിലെ ഘടകങ്ങളുടെ ഗാഢത കണ്ടെത്തുക.

ഘട്ടം 7 $pH = -\log[H_3O^+]$ കണ്ടെത്തുക

മുകളിൽ പ്രസ്താവിച്ച രീതിശാസ്ത്രം താഴെപ്പറയുന്ന ഉദാഹരണങ്ങളിൽക്കൂടി വ്യക്തമാക്കാം:

പ്രശ്നം 7.18

HF ന്റെ അയോണീകരണസ്ഥിരാങ്കം 3.2×10^{-4} ആണ്. 0.02 M ലായനിയിലുള്ള HF ന്റെ വിഘടനത്തോത് കണ്ടെത്തുക. ലായനിയിലടങ്ങിയിരിക്കുന്ന എല്ലാ ഘടകങ്ങളുടെയും (H_3O^+, F^-, HF) ഗാഢതയും ലായനിയുടെ pH ഉം കണ്ടെത്തുക.

ഉത്തരം

താഴെപ്പറയുന്ന പ്രോട്ടോൺ സ്ഥാനമാറ്റപ്രവർത്തനങ്ങൾ ഇവിടെ സാധ്യമാണ്.

1) $HF + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + F^-$ $\quad K_a = 3.2 \times 10^{-4}$

2) $H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$ $\quad K_w = 1.0 \times 10^{-14}$

$K_a >> K_w$ ആയതുകൊണ്ട് (1) ആണ് പ്രാഥമിക രാസപ്രവർത്തനം

$HF + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + F^-$

പ്രാരംഭഗാഢത (M)

0.02 0 0

മാറ്റം (M)

-0.02α $+0.02\alpha$ $+0.02\alpha$

സന്തുലനഗാഢത (M)

$0.02 - 0.02\alpha$ 0.02α 0.02α

പ്രാഥമിക രാസപ്രവർത്തനത്തിലെ സന്തുലന ഗാഢതകളെ ഉൾപ്പെടുത്തുമ്പോൾ കിട്ടുന്നത്

$K_a = (0.02\alpha)^2 / (0.02 - 0.02\alpha)$

$= 0.02\,\alpha^2 / (1 - \alpha) = 3.2 \times 10^{-4}$

ഇതിനെ പുനഃക്രമീകരിച്ചാൽ ചുവടെ ചേർത്തിട്ടുള്ള ദ്വിമാനസമവാക്യം ലഭിക്കുന്നു.

$\alpha^2 + 1.6 \times 10^{-2}\alpha - 1.6 \times 10^{-2} = 0$

α യിലുള്ള ദ്വിമാനസമവാക്യത്തെ നിർധാരണം ചെയ്യുമ്പോൾ ലഭിക്കുന്ന രണ്ട് മൂല്യങ്ങൾ ഇവയാണ്.

$\alpha = +0.12, -0.12$

നെഗറ്റീവ് മൂല്യം സ്വീകാര്യമല്ലാത്തതിനാൽ

$\alpha = 0.12$

ഇതിൽ നിന്ന് അയോണീകരണത്തോത് $\alpha = 0.12$ ആണെന്ന് മനസിലാക്കാം. മറ്റു ഘടകങ്ങളുടെ സന്തുലന ഗാഢതകൾ,

$[H_3O^+] = [F^-] = c\alpha = 0.02 \times 0.12$

$= 2.4 \times 10^{-3}$ M

$[HF] = c(1 - \alpha) = 0.02\,(1 - 0.12)$

$= 17.6 \times 10^{-3}$ M

$pH = -\log[H^+] = -\log(2.4 \times 10^{-3}) = 2.62$

പ്രശ്നം 7.19

0.1 M ഏകബേസികാമ്ലം (HA) ത്തിന്റെ pH 4.50 ആണ്. H^+, A^-, HA അയോണുകളുടെ സന്തുലന ഗാഢത കണ്ടെത്തുക. ഏകബേസികാമ്ലത്തിന്റെ K_a, pK_a മൂല്യങ്ങൾ കൂടി കണ്ടെത്തുക.

ഉത്തരം

$pH = -\log[H^+]$

അതിനാൽ $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-4.50}$

$= 3.16 \times 10^{-5}$

$[H^+] = [A^-] = 3.16 \times 10^{-5}$

അതിനാൽ $K_a = [H^+][A^-] / [HA]$

$[HA]_{\text{സന്തുലനം}} = 0.1 - (3.16 \times 10^{-5}) = 0.1$

$K_a = (3.16 \times 10^{-5})^2 / 0.1 = 1.0 \times 10^{-8}$

$pK_a = -\log(10^{-8}) = 8$

മറ്റൊരുതരത്തിൽ, ദുർബലമായ അമ്ലത്തിന്റെ ശക്തി അളക്കാനുള്ള മറ്റൊരു പ്രയോജനപ്രദമായ രീതിയാണ് വിഘടനശതമാനം കണക്കാക്കൽ.

വിഘടനശതമാനം =

$([HA]_{\text{വിഘടിച്ചത്}} / [HA]_{\text{ആരംഭം}}) \times 100\%$ (7.32)

<u>പ്രശ്നം 7.20</u>

0.08 M ഹൈപ്പോക്ലോറസ് ആസിഡിന്റെ pH കണ്ടെത്തുക. അമ്ലത്തിന്റെ അയോണീകരണസ്ഥിരാങ്കം 2.5×10^{-5} ആണ്. HOCl ന്റെ വിഘടനശതമാനം കണ്ടെത്തുക.

<u>ഉത്തരം</u>

$HOCl(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + ClO^-(aq)$

പ്രാരംഭഗാഢത (M):

0.08	0	0

സന്തുലനഗാഢതയിലേക്ക് എത്തുമ്പോഴുണ്ടാകുന്ന മാറ്റം:

$-x$	$+x$	$+x$

സന്തുലനഗാഢത (M)

$0.08 - x$	x	x

$K_a = \{[H_3O^+][ClO^-] / [HOCl]\}$
$= x^2 / (0.08 - x)$

$x << 0.08$ ആയാൽ $0.08 - x = 0.08$

$x^2 / 0.08 = 2.5 \times 10^{-5}$

$x^2 = 2.0 \times 10^{-6}$, അതിനാൽ $x = 1.41 \times 10^{-3}$

$[H^+] = 1.41 \times 10^{-3}$ M.

അതുകൊണ്ട്

വിഘടനശതമാനം

$= \{[HOCl]_{\text{വിഘടിച്ചത്}} / [HOCl]_{\text{പ്രാരംഭം}}\} \times 100\%$

$= 1.41 \times 10^{-3} \times 10^2 / 0.08 = 1.76\%$.

$pH = -\log(1.41 \times 10^{-3}) = 2.85$.

7.11.4 ദുർബല ബേസുകളുടെ അയോണീകരണം (Ionisation of weak bases)

MOH എന്ന ബേസിന്റെ അയോണീകരണത്തെ ഈ സമവാക്യത്തിലൂടെ ആവിഷ്കരിക്കാം:

$MOH(aq) \rightleftharpoons M^+(aq) + OH^-(aq)$

ദുർബലബേസായ MOH- ന്റെ ഭാഗിക അയോണീകരണം നടന്ന് M+ ഉം OH- ഉം ആകുന്നു. ഇത് അമ്ല വിഘടന സന്തുലനത്തിന് സമാനമാണ്. ബേസിന്റെ അയോണീകരണത്തിന്റെ സന്തുലന സ്ഥിരാങ്കത്തിനെ ബേസ് അയോണീകരണ സ്ഥിരാങ്കം എന്നു വിളിക്കുന്നു. അത് K_b ഉപയോഗിച്ച് സൂചിപ്പിക്കുന്നു. ഇത് സന്തുലനത്തിലിരിക്കുന്ന വ്യത്യസ്ത ഘടകങ്ങളുടെ മോളാരിറ്റിയിലുള്ള ഗാഢതയുടെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ സൂചിപ്പിക്കാം.

$K_b = [M^+][OH^-] / [MOH]$ (7.33)

മറ്റൊരുതരത്തിൽ, c ബേസിന്റെ പ്രാരംഭഗാഢത, α ബേസിന്റെ അയോണീകരണതോത് അതായത്, ബേസിന് എത്രത്തോളം അയോണീകരണം നടന്നു എന്നതിന്റെ അളവ്, എന്നിങ്ങനെയായാൽ സന്തുലനത്തിൽ എത്തിച്ചേർന്നാൽ, സന്തുലന സ്ഥിരാങ്കം ഈ രീതിയിൽ എഴുതാം,

$K_b = (c\alpha)^2 / c(1-\alpha) = c\alpha^2 / (1-\alpha)$

തെരഞ്ഞെടുത്ത ചില ദുർബലബേസുകളുടെ അയോണീകരണസ്ഥിരാങ്കങ്ങളുടെ മൂല്യങ്ങൾ പട്ടിക 7.7 ൽ നൽകിയിരിക്കുന്നു.

പട്ടിക 7.7 ചില വീര്യം കുറഞ്ഞ ബേസുകളുടെ 298 K ൽ ഉള്ള അയോണീകരണ സ്ഥിരാങ്കങ്ങളുടെ മൂല്യങ്ങൾ

ബേസ്	K_b
ഡൈമീഥൈൽ അമീൻ, $(CH_3)_2NH$	5.4×10^{-4}
ട്രൈഈഥൈൽ അമീൻ, $(C_2H_5)_3N$	6.45×10^{-5}
അമോണിയ, NH_3 അല്ലെങ്കിൽ NH_4OH	1.77×10^{-5}
ക്വിനൈൻ, (ഒരു സസ്യ ഉത്പന്നം)	1.10×10^{-6}
പിരിഡിൻ, C_5H_5N	1.77×10^{-9}
അനിലീൻ, $C_6H_5NH_2$	4.27×10^{-10}
യൂറിയ, $CO(NH_2)_2$	1.3×10^{-14}

അമീനുകൾ പോലെയുള്ള നിരവധി ഓർഗാനിക്സംയുക്തങ്ങൾ ദുർബലബേസുകളാണ്. അമീനുകൾ അമോണിയയിൽ നിന്ന് രൂപം കൊള്ളുന്ന സംയുക്തങ്ങളാണ്. അതിലെ ഒന്നോ അതിൽക്കൂടുതലോ ഹൈഡ്രജൻ ആറ്റങ്ങൾ മറ്റൊരു ഗ്രൂപ്പ് ആദേശം ചെയ്യുന്നു. ഉദാഹരണം, മീഥൈൽ അമീൻ, കൊഡീൻ, ക്വിനൈൻ, നിക്കോട്ടിൻ. വളരെ ചെറിയ K_b ആയതിനാൽ, ഇവയെല്ലാം വളരെ ദുർബലമായ ബേസുകളായി പെരുമാറുന്നു. അമോണിയ ജലീയലായനിയിൽ OH^- ലഭ്യമാക്കുന്നു.

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

ഹൈഡ്രജൻ അയോൺഗാഢതയുടെ pH തോത് കാണുന്ന രീതി ഇവിടെ പ്രയോഗിച്ചാൽ,

$$pK_b = -\log (K_b) \qquad (7.34)$$

പ്രശ്നം 7.21

0.004M ഹൈഡ്രസീൻ ലായനിയുടെ pH 9.7 ആണ്. അയോണീകരണസ്ഥിരാങ്കം K_b ഉം pK_b യും കണ്ടെത്തുക.

ഉത്തരം

$$NH_2NH_2 + H_2O \rightleftharpoons NH_2NH_3^+ + OH^-$$

pH ൽ നിന്ന് നമുക്ക് ഹൈഡ്രജൻ അയോൺ ഗാഢത കണ്ടെത്താം. ഹൈഡ്രജൻ അയോൺ ഗാഢത ജലത്തിന്റെ അയോണികഗുണനഫലം എന്നിവയിൽ നിന്ന് നമുക്ക് ഹൈഡ്രോക്സിൽ അയോണുകളുടെ ഗാഢത കണ്ടെത്താം. അതായത്,

$[H^+] = antilog(-pH) = antilog(-9.7) = 10^{-9.7}$

$= 1.67 \times 10^{-10}$ M

$[OH^-] = K_w / [H^+] = 1 \times 10^{-14} / 1.67 \times 10^{-10}$
$= 5.98 \times 10^{-5}$ M

ഹൈഡ്രസീനിയം അയോണുകളുടെ ഗാഢത ഹൈഡ്രോക്സിൽ അയോണുകളുടേതിന് സമമായിരിക്കും. ഈ രണ്ട് അയോണുകളുടെ ഗാഢതയും വളരെ കുറവാണ്. അതിനാൽ അവിഘടിത ബേസിന്റെ ഗാഢത 0.004 M ന് തുല്യമായിരിക്കും.

അതിനാൽ

$K_b = [NH_2NH_3^+][OH^-] / [NH_2NH_2]$
$= (5.98 \times 10^{-5})^2 / 0.004 = 8.96 \times 10^{-7}$
$pK_b = -\log K_b = -\log(8.96 \times 10^{-7}) = 6.04$

പ്രശ്നം 7.22

0.2 mol NH_4Cl ഉം 0.1M NH_3 ഉം ചേർന്ന ഒരു ലായനിയുടെ pH കണ്ടെത്തുക. അമോണിയലായനിയുടെ pK_b 4.75 ആണ്

ഉത്തരം

NH_3-യുടെ അയോണീകരണസ്ഥിരാങ്കം

K_b = ആന്റിലോഗ് $(-pK_b)$

അതായത്,

$K_b = 10^{-4.75} = 1.77 \times 10^{-5}$

NH_3	+ H_2O	$\rightleftharpoons$ NH_4^+	+ OH^-
പ്രാരംഭഗാഢത (M)			
0.10		0.20	0
സന്തുലനത്തിലേക്ക് എത്തുമ്പോഴുണ്ടാകുന്ന മാറ്റം (M)			
–x		+x	+x
സന്തുലനഗാഢത (M)			
0.10 – x		0.20 + x	x

$K_b = [NH_4^+][OH^-] / [NH_3]$
$= (0.20 + x)(x) / (0.1 - x) = 1.77 \times 10^{-5}$

K_b ചെറുതായതിനാൽ, 0.1M, 0.2M എന്നിവയുമായി താരതമ്യം ചെയ്താൽ x നെ നമുക്ക് അവഗണിക്കാം. അതിനാൽ

$[OH^-] = x = 0.88 \times 10^{-5}$ M

അതുകൊണ്ട് $[H^+] = 1.12 \times 10^{-9}$ M

$pH = -\log[H^+] = 8.95.$

7.11.5 K_a - യും K_b - യും തമ്മിലുള്ള ബന്ധം

ഈ യൂണിറ്റിൽ നേരത്തേ കണ്ടതുപോലെ, K_a-യും K_b-യും യഥാക്രമം അമ്ലത്തിന്റെയും ബേസിന്റെയും വീര്യം പ്രകടിപ്പിക്കുന്നു. സംയുഗ്മിത ആസിഡ് - ബേസ് ജോടികളുടെ കാര്യത്തിൽ, അവ തമ്മിൽ ലളിതമായ രീതിയിൽ ബന്ധപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. അതിന്റെ ഫലമായി, ഒന്നിന്റെ മൂല്യം അറിയാമെന്നുണ്ടെങ്കിൽ, മറ്റേത് കണ്ടെത്താൻ കഴിയും.

NH_4^+ ഉം NH_3 ഉം ഉള്ള ഉദാഹരണം കണക്കിലെടുക്കുക.

$$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + NH_3(aq)$$

$$K_a = [H_3O^+][NH_3] / [NH_4^+] = 5.6 \times 10^{-10}$$

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

$$K_b = [NH_4^+][OH^-] / NH_3 = 1.8 \times 10^{-5}$$

ആകമാനപ്രക്രിയ $2 H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14} M$$

ഇവിടെ അമ്ലമായിട്ടുള്ള NH_4^+ ന്റെ ശക്തിയെ, K_a പ്രതിനിധീകരിക്കുന്നു; ബേസ് ആയിട്ടുള്ള NH_3 യുടെ ശക്തിയെ, K_b യും പ്രതിനിധീകരിക്കുന്നു.

ആകമാനരാസപ്രവർത്തനത്തിൽ നിന്ന് ലഭിക്കുന്ന സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം, ഘടകരാസപ്രവർത്തനങ്ങളുടെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കങ്ങളായ K_a, K_b എന്നിവയുടെ ഗുണനഫലമാണ് എന്ന് കാണാൻ സാധിക്കും.

അതായത്,

$K_a \times K_b = \{[H_3O^+][NH_3] / [NH_4^+]\} \times \{[NH_4^+][OH^-] / [NH_3]\}$

$= [H_3O^+][OH^-] = K_w$

$= (5.6 \times 10^{-10}) \times (1.8 \times 10^{-5}) = 1.0 \times 10^{-14}$ M

ഇതിൽനിന്ന്, നമുക്ക് ഒരു പൊതുവായ നിഗമനത്തിലെത്തിച്ചേരാം. രണ്ടോ അതിൽ കൂടുതലോ രാസപ്രവർത്തനങ്ങളുടെ തുകയായി ലഭിക്കുന്ന ആകമാന രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം ഓരോ ഘടകരാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെയും സന്തുലന സ്ഥിരാങ്കങ്ങളുടെ ഗുണനഫലത്തിന് തുല്യമായിരിക്കും.

$$K_{\text{ആകമാനം}} = K_1 \times K_2 \times \ldots\ldots \quad (7.35)$$

അതുപോലെ, ഒരു സംയുഗ്മി അമ്ല – ബേസ് ജോടിയിൽ

$$K_a \times K_b = K_w \quad (7.36)$$

ഒരെണ്ണം അറിയാമെന്നുണ്ടെങ്കിൽ, അടുത്തത് നമുക്ക് കണക്കാക്കാം. പ്രബലാമ്ലത്തിന് ദുർബല സംയുഗ്മി ബേസും അതുപോലെ തിരിച്ചും ആയിരിക്കും എന്നത് ശ്രദ്ധിക്കേണ്ടതുണ്ട്.

മറ്റൊരുതരത്തിൽ, മേൽപ്പറഞ്ഞ വ്യഞ്ജകം, $K_w = K_a \times K_b$, കിട്ടുന്നതിനായി ചുവടെ ചേർത്തിട്ടുള്ള ബേസ് വിഘടനസന്തുലനം കണക്കാക്കുക,

$$B(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons BH^+(aq) + OH^-(aq)$$

$$K_b = [BH^+][OH^-] / [B]$$

ജലത്തിന്റെ ഗാഢത സ്ഥിരമായതിനാൽ അതിനെ ഛേദത്തിൽ നിന്ന് ഒഴിവാക്കുകയും വിഘടനസ്ഥിരാങ്കത്തിൽ ഉൾപ്പെടുത്തുകയും ചെയ്യുന്നു. അതുകൊണ്ട്, മുകളിലുള്ള നിഷ്പീഡനത്തെ $[H^+]$ കൊണ്ട് ഗുണിക്കുകയും ഹരിക്കുകയും ചെയ്താൽ

$$K_b = [BH^+][OH^-][H^+] / [B][H^+]$$

$$= \{[OH^-][H^+]\}\{[BH^+] / [B][H^+]\}$$

$$= K_w / K_a$$

$$\text{or } K_a \times K_b = K_w$$

സമവാക്യത്തിന്റെ ഇരുവശത്തും നെഗറ്റീവ് ലോഗരിതമെടുക്കുമ്പോൾ, സംയുഗ്മി ആസിഡ്- ബേസ് ജോടികളുടെ pK മൂല്യങ്ങൾ തമ്മിൽ ബന്ധപ്പെടുത്തുന്ന സമവാക്യം ലഭിക്കും.

$$pK_a + pK_b = pK_w = 14 \text{ (at 298K ൽ)}$$

പ്രശ്നം 7.23

0.05M അമോണിയലായനിയുടെ അയോണീകരണത്തോതും, pH ഉം കണ്ടുപിടിക്കുക. പട്ടിക 7.7 ൽ നിന്ന് അമോണിയയുടെ അയോണീകരണസ്ഥിരാങ്കം എടുക്കുക. അമോണിയയുടെ സംയുഗ്മി അമ്ലത്തിന്റെ അയോണീകരണസ്ഥിരാങ്കവും കണ്ടെത്തുക.

ഉത്തരം

NH_3 യുടെ ജലത്തിലുള്ള അയോണീകരണം താഴെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന സമവാക്യം വഴി സൂചിപ്പിക്കാം.

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

സമവാക്യം (7.33) ഉപയോഗിച്ച് ഹൈഡ്രോക്സിൽ അയോൺഗാഢത കണക്കുകൂട്ടാം.

$[OH^-] = c\,\alpha = 0.05\,\alpha$

$K_b = 0.05\,\alpha^2 / (1 - \alpha)$

α യുടെ മൂല്യം ചെറുതാണ്, സമവാക്യത്തിന്റെ വലതുവശത്തെ ഛേദത്തിൽ, 1 ഉം ആയി താരതമ്യം ചെയ്യുമ്പോൾ α– യെ അവഗണിച്ചു കൊണ്ട് വിമാനസമവാക്യത്തെ ലഘൂകരിക്കാം.

അതായത്,

$K_b = c\,\alpha^2$ അല്ലെങ്കിൽ

$\alpha = \sqrt{(1.77 \times 10^{-5} / 0.05)}$

$= 0.018.$

$[OH^-] = c\,\alpha = 0.05 \times 0.018 = 9.4 \times 10^{-4}$M.

$[H^+] = K_w / [OH^-] = 10^{-14} / (9.4 \times 10^{-4})$

$= 1.06 \times 10^{-11}$ M

$pH = -\log(1.06 \times 10^{-11}) = 10.97.$

സംയുഗ്മി അമ്ലബേസ് ജോടിയ്ക്കുള്ള സമവാക്യം

$K_a \times K_b = K_w$

NH_3 യുടെ K_b മൂല്യം പട്ടിക 7.7 ൽ നിന്ന് സ്വീകരിച്ചു കൊണ്ട് സംയുഗ്മിആസിഡ് NH_4^+ ന്റെ അയോണീകരണസ്ഥിരാങ്കം നമുക്ക് കണ്ടെത്താം.

$K_a = K_w / K_b = 10^{-14} / 1.77 \times 10^{-5}$

$= 5.64 \times 10^{-10}.$

7.11.6 ദ്വിബേസിക, ബഹുബേസിക-ആസിഡുകളും, ദ്വിആസിഡ്, ബഹുആസിഡ് -ബേസുകളും

അമ്ലങ്ങളായ ഓക്സാലിക് ആസിഡ്, സൾഫ്യൂറിക് ആസിഡ്, ഫോസ്ഫോറിക് ആസിഡ് എന്നിവയുടെ ഒരു അമ്ലതന്മാത്രയിൽ ഒന്നിൽക്കൂടുതൽ അയോണീകരണ പ്രോട്ടോണുകൾ ഉണ്ട്. അങ്ങനെയുള്ള അമ്ലങ്ങളെ ബഹുബേസിക അല്ലെങ്കിൽ ബഹുപ്രോട്ടികഅമ്ലങ്ങളെന്നു പറയുന്നു.

ഒരു ദ്വിബേസികഅമ്ലമായ H_2X ന്റെ അയോണീകരണ രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾ ചുവടെ ചേർക്കുന്നു.

$$H_2X(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + HX^-(aq)$$
$$HX^-(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + X^{2-}(aq)$$

ഇവയോരോന്നിനും തത്തുല്യ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കങ്ങൾ താഴെ നൽകുന്നു:

$$K_{a_1} = \{[H^+][HX^-]\} / [H_2X] \text{ and}$$

$$K_{a_2} = \{[H^+][X^{2-}]\} / [HX^-]$$

ഇവിടെ K_{a_1}, K_{a_2} എന്നിവയെ യഥാക്രമം H_2X എന്ന അമ്ലത്തിന്റെ ഒന്നാമത്തെയും രണ്ടാമത്തെയും അയോണീകരണസ്ഥിരാങ്കങ്ങൾ എന്നു വിളിക്കുന്നു. ഇതുപോലെ, ത്രിബേസികഅമ്ലമായ H_3PO_4 ന് മൂന്ന് അയോണീകരണസ്ഥിരാങ്കങ്ങൾ ഉണ്ട്. ചില ബഹുപ്രോട്ടിക അമ്ലങ്ങളുടെ അയോണീകരണസ്ഥിരാങ്കങ്ങളുടെ മൂല്യങ്ങൾ പട്ടിക 7.8 ൽ നൽകിയിരിക്കുന്നു.

പട്ടിക 7.8 ചില സാധാരണ ബഹുപ്രോട്ടികഅമ്ലങ്ങളുടെ അയോണീകരണസ്ഥിരാങ്കങ്ങൾ (298K ൽ)

Acid	K_{a_1}	K_{a_2}	K_{a_3}
ഓക്സാലിക് ആസിഡ്	5.9×10^{-2}	6.4×10^{-5}	
അസ്കോർബിക് ആസി	7.4×10^{-4}	1.6×10^{-12}	
ഡ്	1.7×10^{-2}	6.4×10^{-8}	
സൾഫ്യൂറസ് ആസിഡ്	Very large	1.2×10^{-2}	
സൾഫ്യൂറിക് ആസിഡ്	4.3×10^{-7}	5.6×10^{-11}	
കാർബോണിക് ആസിഡ്	7.4×10^{-4}	1.7×10^{-5}	4.0×10^{-7}
സിട്രിക് ആസിഡ്	7.5×10^{-3}	6.2×10^{-8}	4.2×10^{-13}

ഫോസ്ഫോറിക് ആസിഡ്

ഒരു ബഹുപ്രോട്ടികഅമ്ലത്തിന്റെ ഉയർന്ന ഓർഡർ അയോണീകരണസ്ഥിരാങ്കങ്ങൾ (K_{a_2}, K_{a_3}) താഴ്ന്ന ഓർഡർ അയോണീകരണസ്ഥിരാങ്ക (K_{a_1}) ത്തെക്കാൾ ചെറുതായിരിക്കും. ഇതിനുകാരണമെന്തെന്നാൽ, പോസിറ്റീവ് ചാർജുള്ള പ്രോട്ടോണിനെ നെഗറ്റീവ് അയോണിൽ നിന്ന് നീക്കുന്നത് സ്ഥിത വൈദ്യുതബലങ്ങൾമൂലം കൂടുതൽ പ്രയാസമായിരിക്കും. ചാർജില്ലാത്ത H_2CO_3 ൽ നിന്ന് പ്രോട്ടോണിനെ നീക്കുന്നത് നെഗറ്റീവ് ചാർജുള്ള HCO_3^- ൽ നിന്ന് നീക്കുന്നതുമായി താരതമ്യം ചെയ്താൽ ഇത് മനസിലാക്കാവുന്നതാണ്. ഇതുപോലെ തന്നെ, ഇരട്ട ചാർജുള്ള HPO_4^{2-} അയോണിൽ നിന്ന് പ്രോട്ടോണിനെ നീക്കുന്നത് $H_2PO_4^-$ ൽ നിന്ന് നീക്കുന്നതിനെക്കാൾ കൂടുതൽ പ്രയാസമാണ്.

ദ്വിപ്രോട്ടികഅമ്ലത്തെ അപേക്ഷിച്ച് ബഹുപ്രോട്ടിക അമ്ലലായനികളിൽ, H_2A, HA^-, A^{2-} തുടങ്ങിയ അമ്ലങ്ങളുടെ മിശ്രിതങ്ങൾ അടങ്ങിയിരിക്കുന്നു. ലായനി H_2A ഒരു പ്രബലാമ്ലമായതിനാൽ, പ്രാഥമികരാസപ്രവർത്തനത്തിൽ H_2A യുടെ വിഘടനം ആയിരിക്കും സംഭവിക്കുക. പ്രധാനമായും ഒന്നാം വിഘടനഘട്ടത്തിൽ നിന്നാണ്, H_3O^+ ലായനിയിലേക്കെത്തുന്നത്.

7.11.7 അമ്ലതയെ സ്വാധീനിക്കുന്ന ഘടകങ്ങൾ

അമ്ലങ്ങളുടെയും ബേസുകളുടെയും ശക്തിയിലെ ഏറ്റക്കുറച്ചിലുകൾ പരിമാണപരമായി അപഗ്രഥിക്കുകയും, ഒരു നിശ്ചിത ഗാഢതയിലുള്ള അമ്ലലായനിയുടെ pH കണക്കുകൂട്ടുന്നതെങ്ങനെയെന്ന് മനസിലാക്കുകയും ചെയ്തിട്ടുണ്ട്. എന്നാൽ ജിജ്ഞാസയുളവാക്കുന്ന സംഗതി ചില അമ്ലങ്ങൾ എന്തുകൊണ്ട് മറ്റു ചിലതിനെക്കാൾ പ്രബലത കൂടിയവയാകുന്നു എന്നതാണ്. എന്തൊക്കെ ഘടകങ്ങളാണ് അവയുടെ ശക്തി കൂട്ടുന്നത്? ഇതിന്റെ ഉത്തരം സങ്കീർണമാണ്. എന്നാൽ, ഒരു അമ്ലത്തിന്റെ വിഘടനത്തിന്റെ തോത്, H-A ബന്ധനത്തിന്റെ ശക്തിയെയും ധ്രുവതയെയുമാണ് ആശ്രയിക്കുന്നത് എന്ന് നമുക്ക് പറയാൻ കഴിയും.

പൊതുവെ H-A ബന്ധനത്തിന്റെ ശക്തി കുറയുമ്പോൾ, അതായത്, ബന്ധനത്തെ മുറിക്കാനാവശ്യമായ ഊർജം കുറയുമ്പോൾ, H-A വീര്യം കൂടിയ ഒരു അമ്ലമായി മാറും. H-A ബന്ധനം കൂടുതൽ ധ്രുവീയമാകുമ്പോൾ, അതായത് H,A എന്നീ ആറ്റങ്ങൾ തമ്മിലുള്ള വിദ്യുത്ഋണതയിലുള്ള വ്യത്യാസം കൂടുമ്പോഴും, കാര്യമായ ചാർജ് വേർതിരിവ് ഉണ്ടെങ്കിലും, ബന്ധനത്തിന്റെ വിഭജനം വേഗത്തിൽ നടക്കുകയും അതുവഴി അമ്ലത്വം വർധിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു.

എന്നാൽ, ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ ഒരേ ഗ്രൂപ്പിലും മൂലകങ്ങളെ താരതമ്യം ചെയ്യുമ്പോൾ ധ്രുവീയസ്വഭാവത്തെക്കാൾ കൂടുതൽ പ്രാധാന്യം കൊടുക്കേണ്ടത് H-A ബന്ധനത്തിന്റെ ശക്തിക്ക് ആകണം. ഗ്രൂപ്പിൽ താഴേയ്ക്ക് വരുമ്പോൾ A യുടെ വലിപ്പം വർധിക്കുന്നതിനനുസരിച്ച്, H-A ബന്ധനശക്തി കുറയുകയും അതുകൊണ്ട് അമ്ലത്തിന്റെ ശക്തി വർധിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു.

വലിപ്പം കൂടുന്നു.

$$HF << HCl << HBr << HI$$

അമ്ല ശക്തി വർധിക്കുന്നു.

അതുപോലെ, H_2O - യെക്കാളും ശക്തി കൂടിയ അമ്ലമാണ് H_2S. എന്നാൽ ആവർത്തനപ്പട്ടികയിലെ ഒരേ പീരിഡിലെ മൂലകങ്ങളെ കണക്കാക്കിയാൽ, H-A ബന്ധനത്തിന്റെ ധ്രുവതയാണ് അമ്ലശക്തിയെ നിർണയിക്കുന്ന പ്രധാന ഘടകം. A യുടെ ഇലക്ട്രോ നെഗറ്റിവിറ്റി വർധിക്കുന്നതിനനുസരിച്ച് അമ്ലത്തിന്റെ ശക്തി കൂടുന്നു. ഉദാഹരണത്തിന്,

A യുടെ ഇലക്ട്രോനെഗറ്റിവിറ്റി വർധിക്കുന്നു.

$$CH_4 < NH_3 < H_2O < HF$$

അമ്ല ശക്തി വർധിക്കുന്നു.

7.11.8 അമ്ലങ്ങളുടേയും ബേസുകളുടേയും അയോണീകരണത്തിലുള്ള പൊതു അയോൺപ്രഭാവം (Common Ion effect)

അസെറ്റിക് ആസിഡിന്റെ വിഘടനസന്തുലനം ഉദാഹരണമായി പരിഗണിക്കാം.

$$CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$$

അല്ലെങ്കിൽ $HAc(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + Ac^-(aq)$

$$K_a = [H^+][Ac^-] / [HAc]$$

അസെറ്റിക് ആസിഡ് ലായനിയിലേക്ക് അസെറ്റേറ്റ് അയോണുകൾ ചേർത്താൽ ഹൈഡ്രജൻ അയോണുകളുടെ ഗാഢത, $[H^+]$ കുറയുന്നു. ബാഹ്യ ഉറവിടത്തിൽ നിന്ന് H^+ അയോണുകളെ ചേർത്താലും സന്തുലനം വിഘടിക്കാത്ത അസെറ്റിക് ആസിഡിന്റെ ദിശയിലേക്ക് ചലിക്കുന്നു. അതായത്, ഹൈഡ്രജൻ അയോണുകളുടെ ഗാഢത, $[H^+]$ കുറയുന്ന ദിശയിലേക്ക് സന്തുലനം നീങ്ങുന്നു. ഈ പ്രതിഭാസം പൊതു അയോൺപ്രഭാവത്തിന് ഒരുദാഹരണമാണ്. വിഘടന സന്തുലനത്തിൽ ഉൾപ്പെടുന്ന ഒരു അയോൺ കൂടുതലായി പ്രദാനം ചെയ്യുന്ന പദാർഥം ചേർത്തുകൊണ്ട് സന്തുലനത്തെ മാറ്റുന്ന പ്രക്രിയയായി ഇതിനെ നിർവചിക്കാം. അതായത്, പൊതു അയോൺപ്രഭാവമെന്ന പ്രതിഭാസം ലെ ഷാറ്റ്ലിയർ തത്വത്തെ (ഭാഗം 7.8) അടിസ്ഥാനമാക്കിയുള്ള ഒരു പ്രതിഭാസമാണെന്ന് പറയാൻ കഴിയും.

0.05 M അസറ്റേറ്റ് അയോൺ, 0.05M അസെറ്റിക് ആസിഡ് ലായനിയിലേക്ക് ചേർക്കുമ്പോൾ ഉണ്ടാകുന്ന ലായനിയുടെ pH കണ്ടെത്തുന്നതിനായി, അസെറ്റിക് ആസിഡിന്റെ വിഘടനസന്തുലനം ഒരിക്കൽക്കൂടി പരിഗണിക്കാം.

$$HAc(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + Ac^-(aq)$$

പ്രാരംഭഗാഢത (M)

0.05	0	0.05

അസെറ്റിക്ആസിഡിന്റെ വിഘടനത്തോത് x ആണെന്നിരിക്കട്ടെ, ഗാഢതയുടെ മാറ്റം (M) ;

−x	+x	+x

സന്തുലനഗാഢത (M)

0.05−x	+x	0.05 +x

അതുകൊണ്ട്

$K_a = [H^+][Ac^-]/[H Ac] = \{(0.05+x)(x)\}/(0.05-x)$

വളരെ ദുർബലമായ അമ്ലത്തിന് K_a ചെറുതായതിനാൽ $x << 0.05$.

അതായത്, $(0.05 + x) \approx (0.05 - x) \approx 0.05$

അതുകൊണ്ട്

$1.8 \times 10^{-5} = (x)(0.05 + x) / (0.05 - x)$

$= x(0.05) / (0.05) = x = [H^+] = 1.8 \times 10^{-5} M$

$pH = -\log(1.8 \times 10^{-5}) = 4.74$

പ്രശ്നം 7.24

0.10 M അമോണിയലായനിയുടെ pH കണ്ടെത്തുക. ഈ ലായനിയുടെ 50.0 mL ലേക്ക് 25.0 mL 0.10 M HCl ചേർത്തതിനുശേഷമുള്ള pH കണക്കാക്കുക. അമോണിയയുടെ വിഘടനസ്ഥിരാങ്കം

$K_b = 1.77 \times 10^{-5}$

ഉത്തരം

$$NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$$

$$K_b = [NH_4^+][OH^-]/[NH_3] = 1.77 \times 10^{-5}$$

നിർവീര്യ രാസപ്രവർത്തനത്തിന് മുമ്പ്

$[NH_4^+] = [OH^-] = x$

$[NH_3] = 0.10 - x = 0.10 M$

$x^2 / 0.10 = 1.77 \times 10^{-5}$

അതിനാൽ $x = 1.33 \times 10^{-3} = [OH^-]$

അതുകൊണ്ട് $[H^+] = K_w / [OH^-] = 10^{-14} / (1.33 \times 10^{-3}) = 7.51 \times 10^{-12}$

$pH = -\log(7.5 \times 10^{-12}) = 11.12$

25 mL 0.1M HCl ലായനി (അതായത് 2.5 മില്ലി മോൾ HCl), 50 mL 0.1M അമോണിയ ലായനിയിലേക്ക് (അതായത് 5 മില്ലി മോൾ NH_3), ചേർക്കുമ്പോൾ 2.5 മില്ലി മോൾ അമോണിയതന്മാത്രകൾ നിർവീര്യമാക്കപ്പെടുന്നു. തത്ഫലമായി കിട്ടുന്ന 75 mL ലായനിയിൽ നിർവീര്യമാക്കപ്പെടാത്ത 2.5 മില്ലി മോൾ അമോണിയതന്മാത്രകളും 2.5 m മില്ലിമോൾ NH_4^+ അയോണുകളും അടങ്ങിയിരിക്കുന്നു.

$$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

2.5	2.5	0	0

സന്തുലനത്തിൽ

0	0	2.5	2.5

തത്ഫലമായി ലഭിക്കുന്ന 75 mL ലായനിയിൽ 2.5 മില്ലി മോൾ NH_4^+ അയോണുകളും (അതായത് 0.033

M) 2.5 മില്ലി മോൾ (അതായത് 0.033M) നിർവീര്യമാക്കപ്പെടാത്ത അമോണിയം അയോണുകളും അടങ്ങിയിരിക്കുന്നു. ഈ അമോണിയ ചുവടെ ചേർത്തിട്ടുള്ള സന്തുലനത്തിൽ നിലനിൽക്കുന്നു.

$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

$0.033M - y \qquad 0.033 + y \qquad y$

ഇവിടെ $y = [OH^-] = [NH_4^+]$

നിർവീര്യ പ്രവർത്തനത്തിനുശേഷം അന്തിമ 75 mL ലായനിയിൽ 2.5 മില്ലി മോൾ NH_4^+ അയോണുകൾ (അതായത് 0.033 M), നേരത്തെ അടങ്ങിയിട്ടുണ്ട്. അതിനാൽ NH_4^+ അയോണുകളുടെ ആകെ ഗാഢത ഇപ്രകാരം എഴുതാം.

$[NH_4^+] = 0.033 + y$

y ചെറുതായതിനാൽ, $[NH_4OH] = 0.033$ M ഉം $[NH_4^+] = 0.033M$.

$K_b = [NH_4^+][OH^-] / [NH_4OH]$

$= y(0.033)/(0.033) = 1.77 \times 10^{-5}$ M

അതായത് $y = 1.77 \times 10^{-5} = [OH^-]$

$[H^+] = 10^{-14} / 1.77 \times 10^{-5} = 0.56 \times 10^{-9}$

അതിനാൽ pH = 9.24

7.11.9 ലവണങ്ങളുടെ ജലീയവിശ്ലേഷണവും, അവയുടെ ലായനികളുടെ pH മൂല്യവും

കൃത്യമായ അനുപാതത്തിലുള്ള അമ്ലങ്ങളുടേയും ബേസുകളുടേയും പ്രവർത്തനഫലമായി ഉണ്ടാകുന്ന ലവണങ്ങൾ ജലത്തിൽ അയോണീകരണത്തിന് വിധേയമാകുന്നു. ലവണങ്ങളുടെ അയോണീകരണത്താൽ ഉണ്ടാകുന്ന ധനഅയോണുകളും ഋണഅയോണുകളും ഒന്നുകിൽ ജലീയലായനിയിൽ ജലയോജിതഅയോണുകളായോ അല്ലെങ്കിൽ ജലവുമായി പ്രതിപ്രവർത്തിച്ച് ലവണങ്ങളുടെ സ്വഭാവത്തിനനുസരിച്ചുള്ള അമ്ലങ്ങളോ ബേസുകളോ ആയോ പുനഃസൃഷ്ടിക്കപ്പെടുന്നു. രണ്ടാമത് സൂചിപ്പിച്ച ലവണങ്ങളിലുള്ള ധനഅയോണുകളോ/ ഋണഅയോണുകളോ അല്ലെങ്കിൽ രണ്ടും കൂടിയോ ജലവുമായുള്ള പ്രതിപ്രവർത്തനത്തെ ജലീയവിശ്ലേഷണമെന്ന് വിളിക്കുന്നു. ഈ പ്രവർത്തനം ലായനിയുടെ pH നെ ബാധിക്കുന്നു. പ്രബല ബേസുകളുടെ ധന അയോണുകൾ (ഉദാ. Na^+, K^+, Ca^{2+}, Ba^{2+} മുതലായവ) പ്രബല അമ്ലങ്ങളുടെ ഋണഅയോണുകൾ (ഉദാ. Cl^-, Br^-, NO_3^-, ClO_4^- മുതലായവ) പെട്ടെന്ന് ജലയോജിതമാകുകയും ജലീയ വിശ്ലേഷണവിധേയമാകാതിരിക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. അതിനാൽ, പ്രബലാമ്ലങ്ങളുടേയും ബേസുകളുടേയും ലവണങ്ങളുടെ ലായനികൾ നിർവീര്യമാണ്. അതായത് അതിന്റെ pH=7 ആയിരിക്കും. എന്നാൽ മറ്റ് വിഭാഗത്തിൽ വരുന്ന ലവണങ്ങൾ ജലീയവിശ്ലേഷണത്തിന് വിധേയമാകുന്നു.

താഴെപ്പറയുന്ന വിഭാഗത്തിലുള്ള ലവണങ്ങളുടെ ജലീയവിശ്ലേഷണം പരിഗണിക്കാം :

(i) ദുർബലാമ്ലത്തിന്റെയും പ്രബല ബേസിന്റെയും ലവണങ്ങൾ, ഉദാഹരണം : CH_3COONa.

(ii) പ്രബലാമ്ലത്തിന്റെയും ദുർബല ബേസിന്റെയും ലവണങ്ങൾ ഉദാ. NH_4Cl

(iii) ദുർബലാമ്ലത്തിന്റെയും ദുർബല ബേസിന്റെയും ലവണങ്ങൾ. ഉദാ. CH_3COONH_4

ഒന്നാമത്തെ ഉദാഹരണത്തിൽ CH_3COONa (ദുർബല അമ്ലമായ CH_3COOH ന്റെയും പ്രബല ബേസായ NaOH ന്റെയും ലവണം) ജലീയലായനിയിൽ പൂർണമായി അയോണീകരിക്കപ്പെടുന്നു.

$CH_3COONa(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + Na^+(aq)$

ഇങ്ങനെയുണ്ടാകുന്ന അസെറ്റേറ്റ് അയോൺ ലായനിയിൽ ജലീയവിശ്ലേഷണത്തിന് വിധേയമായി അസെറ്റിക് ആസിഡും OH^- അയോണുകളും നൽകുന്നു.

$CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3COOH(aq) + OH^-(aq)$

അസെറ്റിക് ആസിഡ് ദുർബലാമ്ലം ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$) ആയതിനാൽ ലായനിയിൽ ഏറിയ പങ്കും അയോണീകരിക്കപ്പെടാതെ നിൽക്കുന്നു. ഇത് ലായനിയിലുള്ള OH^- അയോണുകളുടെ ഗാഢതയെ വർധിപ്പിക്കുകയും അതിനെ ബേസികസ്വഭാവം ഉള്ളതാക്കുകയും ചെയ്യുന്നു. ഇങ്ങനെയുള്ള ലായനിയുടെ pH, 7-ൽ കൂടുതലായിരിക്കും.

ഇതുപോലെ, (ദുർബലബേസ് NH_4OH ൽ നിന്നും പ്രബല ആസിഡ് HCl ൽ നിന്നും ഉണ്ടാകുന്ന) NH_4Cl ജലത്തിൽ പൂർണമായി വിഘടിക്കുന്നു.

$NH_4Cl(aq) \rightarrow NH_4^+(aq) + Cl^-(aq)$

അമോണിയംഅയോണുകൾ ജലീയവിശ്ലേഷണത്തിനു വിധേയമായി NH_4OH ഉം H^+ അയോണുകളും ഉണ്ടാകുന്നു.

$NH_4^+(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4OH(aq) + H^+(aq)$

അമോണിയം ഹൈഡ്രോക്സൈഡ് ദുർബല ബേസാണ് ($K_b = 1.77 \times 10^{-5}$). അതിനാൽ അത് ലായനിയിൽ മിക്കവാറും അയോണീകരിക്കപ്പെടാതെ നിൽക്കുന്നു. ഇതിന്റെ ഫലമായി ലായനിയിൽ H^+ അയോൺ ഗാഢത വർധിക്കുകയും ലായനിയെ അമ്ലസ്വഭാവമുള്ളതാക്കി മാറ്റുകയും ചെയ്യുന്നു. അതുകൊണ്ട് ജലത്തിലുള്ള NH_4Cl ലായനിയുടെ pH, 7-ൽ താഴെയാണ്.

ദുർബലാമ്ലത്തിൽ നിന്നും ദുർബലബേസിൽ നിന്നും ഉണ്ടാകുന്ന CH_3COONH_4 എന്ന ലവണത്തിന്റെ ജലീയവിശ്ലേഷണം സങ്കൽപ്പിക്കുക. ഇതിന്റെ ഫലമായുണ്ടാകുന്ന ഘടകങ്ങൾ ഇവയാണ് :

$$CH_3COO^- + NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + NH_4OH$$

CH_3COOH, NH_4OH എന്നിവ ഭാഗികവിഘടനത്തിന് വിധേയമായി ലായനിയിൽ നിൽക്കുന്നു.

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO + H^+$$
$$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4 + OH^-$$
$$H_2O \rightleftharpoons H + OH^-$$

വിശദമായ കണക്കു കൂട്ടലുകളിലേക്ക് പോകാതെ നമുക്ക് പറയാൻ സാധിക്കുന്ന കാര്യം ജലീയവിശ്ലേഷണത്തിന്റെ തോത് ലായനിയുടെ ഗാഢതയെ ആശ്രയിക്കുന്നില്ല എന്നും ലായനികളുടെ pH അവയുടെ pK മൂല്യങ്ങൾ ഉപയോഗിച്ച് കണ്ടെത്താമെന്നുമാണ്.

$$pH = 7 + ½ (pK_a - pK_b) \qquad (7.38)$$

pK വിലകൾ തമ്മിലുള്ള വ്യത്യാസം പോസിറ്റീവായാൽ ലായനിയുടെ pH, 7-ൽ കൂടുതലും, നെഗറ്റീവായാൽ അത് 7 ൽ താഴെയുമായിരിക്കും.

പ്രശ്നം 7.25

അസെറ്റിക് ആസിഡിന്റെ pK_a യും അമോണിയം ഹൈഡ്രോക്സൈഡിന്റെ pK_b യും യഥാക്രമം 4.76 ഉം 4.75 ഉം ആണ്. അമോണിയം അസെറ്റേറ്റ്ലായനിയുടെ pH കണ്ടെത്തുക?

ഉത്തരം

$$pH = 7 + ½ [pK_a - pK_b]$$
$$= 7 + ½ [4.76 - 4.75]$$
$$= 7 + ½ [0.01] = 7 + 0.005 = 7.005$$

7.12 ബഫർലായനികൾ (Buffer solutions)

മിക്ക ശരീരദ്രവങ്ങൾക്കും (ഉദാഹരണമായി-രക്തം, മൂത്രം മുതലായവയ്ക്ക്) നിശ്ചിതമായ pH മൂല്യം ഉണ്ട്. ഇവയുടെ pH ലുള്ള വ്യതിയാനം ശരീരത്തിന്റെ തെറ്റായ പ്രവർത്തനങ്ങളുടെ സൂചന നൽകുന്നു. നിരവധി രാസ-ജൈവരാസപ്രക്രിയകൾക്ക് pH ന്റെ നിയന്ത്രണം വളരെ പ്രധാനപ്പെട്ടതാണ്. നിരവധി ഔഷധ - സൗന്ദര്യവർധകനിർമിതികൾ സംരക്ഷിക്കുന്നതിനും പ്രയോഗിക്കുന്നതിനും pH കൃത്യമായി നിലനിർത്തേണ്ടതുണ്ട്. **നേർപ്പിക്കുമ്പോഴോ, ചെറിയ അളവിൽ ആസിഡ് അല്ലെങ്കിൽ ബേസ് ചേർക്കുമ്പോഴോ ഉണ്ടാകുന്ന pH വ്യതിയാനത്തെ പ്രതിരോധിക്കുന്ന ലായനികളെ ബഫർ ലായനികൾ എന്നു പറയുന്നു.** അമ്ലത്തിന്റെ pK_a യുടെയോ ക്ഷാരത്തിന്റെ pK_b യുടെയോ മൂല്യത്തിൽ നിന്ന് ലവണത്തിന്റെയും അമ്ലത്തിന്റെയും അല്ലെങ്കിൽ ലവണത്തിന്റെയും ബേസിന്റെയും അനുപാതം നിയന്ത്രിച്ചു കൊണ്ടും ഒരു നിശ്ചിത pH ലുള്ള ബഫർ ലായനി നിർമിക്കാം. അസെറ്റിക് ആസിഡിന്റെയും സോഡിയം അസെറ്റേറ്റിന്റെയും മിശ്രിതം ഏകദേശം 4.75 pH ഉള്ള ബഫർ ലായനിയായും അമോണിയംക്ലോറൈഡിന്റെയും അമോണിയംഹൈഡ്രോക്സൈഡിന്റെയും മിശ്രിതം ഏകദേശം 9.25 pH ഉള്ള ബഫർലായനിയായും പ്രവർത്തിക്കുന്നു. ബഫർ ലായനികളെ കുറിച്ച് കൂടുതലായി നിങ്ങൾ ഉയർന്ന ക്ലാസ്സുകളിൽ പഠിക്കും.

7.12.1 ബഫർലായനി തയാറാക്കൽ

ഒരു നിശ്ചിത pH ഉള്ള ബഫർ ലായനി തയ്യാറാക്കാൻ pK_a, pK_b സന്തുലന സ്ഥിരാങ്കം എന്നിവയുടെ അറിവ് നമ്മളെ സഹായിക്കുന്നു. എങ്ങനെയാണ് ഇത് സാധ്യമാക്കുന്നതെന്ന് നമുക്ക് കാണാം.

അസിഡിക് ബഫറിന്റെ നിർമാണം

അസിഡിക് pH ഉള്ള ബഫറിന്റെ നിർമാണത്തിനായി ദുർബലാമ്ലവും അതിന്റെ പ്രബലബേസുമായുള്ള ലവണവും ഉപയോഗിക്കുന്നു. pH, ദുർബലാമ്ലത്തിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം K_a, ദുർബലാമ്ലത്തിന്റെ ഗാഢതയും അതിന്റെ സംയുഗ്മി ബേസുമായുള്ള അനുപാതവും ബന്ധിപ്പിച്ചുകൊണ്ട് ഒരു സമവാക്യം വികസിപ്പിക്കാൻ കഴിയും. പൊതുവിൽ ഒരു വീര്യം കുറഞ്ഞ ആസിഡ് HA ജലത്തിൽ അയോണീകരിക്കുന്ന സാഹചര്യം കണക്കിലെടുത്താൽ

$$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$$

ഇതിന് വേണ്ടി നമുക്ക് താഴെ പറയുന്ന സമവാക്യം എഴുതാൻ കഴിയും

$$Ka = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

ഇതിനെ പുനഃക്രമീകരിച്ചാൽ

$$[H_3O^+] = Ka\frac{[HA]}{[A^-]}$$

ഇരു വശവും ലോഗരിതം എടുത്തും, പദങ്ങളെ പുനഃക്രമീകരിച്ചും,

$$pK_a = pH - \log\frac{[A^-]}{[HA]}$$

$$pH = pK_a + \log\frac{[A^-]}{[HA]} \qquad (7.39)$$

$$pH = pKa + log\frac{[\text{സംയുഗ്മി ബേസ്, } A^-]}{[\text{അമ്ലം, } HA]} \quad (7.40)$$

സമവാക്യം (7.40) **ഹെൻഡേഴ്സൺ – ഹാസ്സിൽബാഷ് സമവാക്യം** എന്ന് പറയുന്നു. $\frac{[A^-]}{[HA]}$ എന്ന പരിമാണം അമ്ലത്തിന്റെ സംയുഗ്മി ബേസും (ആനയോൺ) അമ്ലവും തമ്മിലുള്ള മിശ്രിതത്തിന്റെ ഗാഢതയുടെ അനുപാതമാണ്. ദുർബലമായതിനാൽ ആസിഡ് വളരെ ചെറിയ അളവിൽ മാത്രമേ അയോണീകരിക്കുകയുള്ളൂ. അതുകൊണ്ട്, ബഫർ നിർമിക്കാൻ എടുത്തിരിക്കുന്ന അമ്ലത്തിന്റെ ഗാഢത വലിയ വ്യത്യാസമില്ലാതെ തുടരുന്നു. അമ്ലത്തിന്റെ ലവണത്തിന്റെ അയോണീകരണത്തിന്റെ ഫലമായുണ്ടാകുന്നതാണ് ഭൂരിഭാഗം വരുന്ന സംയുഗ്മി ബേസ് [A⁻]. അതിനാൽ ലവണത്തിന്റെ ഗാഢതയിൽ നിന്ന് നാമമാത്രമായി മാത്രമാണ് സംയുഗ്മി ബേസിന്റെ ഗാഢത വ്യത്യാസപ്പെട്ടിരിക്കുന്നത്. അതുകൊണ്ട് സമവാക്യം (7.40) ഈ രീതിയിൽ മാറ്റപ്പെടുന്നു.

$$pH = pKa + log\frac{[\text{ലവണം}]}{[\text{അമ്ലം}]}$$

സമവാക്യം (7.39) ൽ [A⁻] ന്റെ ഗാഢത [HA] യുടെ ഗാഢതയ്ക്ക് തുല്യമായാൽ pH= pK_a ആകുന്നു. കാരണം log 1 ന്റെ മൂല്യം പൂജ്യം ആണ്. അതിനാൽ ഒരേ മോളാർ ഗാഢതയുള്ള അമ്ലവും ലവണവും (സംയുഗ്മിക്ഷാരം) എടുത്താൽ ബഫർലായനിയുടെ pH അമ്ലത്തിന്റെ pK_a യ്ക്ക് തുല്യമാകും. അതുകൊണ്ട് നിശ്ചിത pH ഉള്ള ബഫർലായനി നിർമിക്കുന്നതിന്, ആവശ്യമായ pH നോട് ചേർന്ന pK_a വരുന്ന ആസിഡ് തിരഞ്ഞെടുക്കണം. അസെറ്റിക്ആസിഡിന്റെ pK_a മൂല്യം 4.76 ആണ്. അതിനാൽ തുല്യ മോളാർഗാഢതയുള്ള അസെറ്റിക് ആസിഡും സോഡിയംഅസെറ്റേറ്റും ചേർന്നുണ്ടായ ബഫർലായനിയുടെ pH ഏകദേശം 4.76 നടുത്ത് വരും.

ബേസികബഫറിന്റെ നിർമാണം

ഒരു ദുർബലബേസിന്റെയും അതിന്റെ സംയുഗ്മിഅമ്ലത്തിന്റെയും ബഫറിന്റെ ഇത് പോലെയുള്ള വിശകലനം താഴെപ്പറയുന്ന ഫലങ്ങൾ തരുന്നു.

$$pOH = pK_b + log\frac{[\text{സംയുഗ്മി അമ്ലം, } BH^+]}{[\text{ക്ഷാരം, } B]} \quad (7.41)$$

ബഫർലായനിയുടെ pH ഈ സമവാക്യം ഉപയോഗിച്ച് കണക്കാക്കാം. pH+pOH=14

നമുക്കറിയാം pH+pOH=pK_w, $pK_a+pK_b=pK_w$

ഈ മൂല്യങ്ങളെ സമവാക്യം (7.41)–ൽ ഉപയോഗിച്ചാൽ താഴെപ്പറയുന്ന രൂപത്തിലേക്ക് മാറും.

$$pK_w - pH = pK_w - pK_a + log\frac{[\text{സംയുഗ്മി അമ്ലം, } BH^+]}{[\text{ബേസ്, } B]}$$

അല്ലെങ്കിൽ

$$pH = pKa - log\frac{[\text{സംയുഗ്മി അമ്ലം, } BH^+]}{[\text{ബേസ്, } B]} \quad - \quad (7.42)$$

ബേസിന്റെയും അതിന്റെ സംയുഗ്മി അമ്ലത്തിന്റെയും (ധനഅയോൺ) മോളാർഗാഢത തുല്യമായാൽ, ബഫർ ലായനിയുടെ pH, ബേസിന്റെ pK_a യ്ക്ക് തുല്യമായിരിക്കും. അമോണിയയുടെ pK_a മൂല്യം 9.25 ആയതിനാൽ, തുല്യ മോളാർഗാഢതയുള്ള അമോണിയലായനിയും അമോണിയം ക്ലോറൈഡ്ലായനിയും ചേർന്നുണ്ടാകുന്ന ബഫറിന്റെ pH 9.25 ന് അടുത്തായിരിക്കും. അമോണിയം ക്ലോറൈഡും അമോണിയം ഹൈഡ്രോക്സൈഡും ചേർന്നുണ്ടാകുന്ന ബഫർലായനിക്ക്, സമവാക്യം (7.42) ഈ രീതിയിൽ മാറും.

$$pH = 9.25 - log\frac{[\text{സംയുഗ്മി അമ്ലം, } BH^+]}{[\text{ബേസ്, } B]}$$

നേർപ്പിക്കൽ, ബഫർലായനിയുടെ pH നെ ബാധിക്കുന്നില്ല. കാരണം ലോഗരിതത്തിൽ ചേർന്നു വരുന്ന അനുപാതം മാറുന്നില്ല.

7.13 പരിമിതമായി ലയിക്കുന്ന ലവണങ്ങളുടെ ലേയത്വസന്തുലനങ്ങൾ

അയോണിക ഖരപദാർഥങ്ങളുടെ ജലത്തിലുള്ള ലേയത്വത്തെപറ്റി നാം നേരത്തെ മനസിലാക്കിയിട്ടുണ്ട്. ഇവയിൽ ചിലത് (കാൽസ്യം ക്ലോറൈഡ് പോലെയുള്ളത്) ആർദ്രതാഗ്രാഹി സ്വഭാവമുള്ളതും മറ്റുചിലത് (ലിഥിയം ഫ്ളൂറൈഡ് പോലെയുള്ളത്) വളരെ ചെറിയ അളവിൽ ലയിക്കുന്നതും സാധാരണഗതിയിൽ അലേയം എന്ന് വിളിക്കപ്പെടുന്നവയുമാണ്. ലേയത്വം നിരവധി ഘടകങ്ങളെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. അതിൽ പ്രധാനപ്പെട്ടത് ലവണത്തിന്റെ ലാറ്റിസ് എൻഥാൽപിയും ലായനിയിലെ അയോണുകളുടെ വിലായകയോജന എൻഥാൽപിയുമാണ്. ഒരു ലവണം ലായകത്തിൽ ലയിക്കുന്നതിനായി അയോണുകളുടെ ഇടയിലുള്ള ശക്തിയേറിയ ആകർഷണബലങ്ങളെ (ലാറ്റിസ് എൻഥാൽപി)

അയോൺ-ലായക ആകർഷണം വഴി തരണം ചെയ്യേണ്ടതായിട്ടുണ്ട്. അയോണുകളുടെ വിലായകയോജന എൻഥാൽപിയെ വിലായകയോജനത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ പരിഗണിക്കാം. അത് എല്ലായ്പ്പോഴും നെഗറ്റീവായിരിക്കും; അതായത്, വിലായകയോജനപ്രക്രിയയിൽ ഊർജം സ്വതന്ത്രമാകും. വിലായകയോജന എൻഥാൽപിയുടെ അളവ് ലായകത്തിന്റെ സ്വഭാവത്തെ ആശ്രയിച്ചിരിക്കുന്നു. അധ്രുവീയ (സഹസംയോജക) ലായകങ്ങളുടെ കാര്യത്തിൽ, വിലായകയോജന എൻഥാൽപി കുറവായിരിക്കും. അതിനാൽ അത് ലവണത്തിന്റെ ലാറ്റിസ് എൻഥാൽപിയെ തരണം ചെയ്യാൻ പര്യാപ്തമായതല്ല. അതിന്റെ പരിണതഫലമായി ലവണം അധ്രുവീയ ലായനികളിൽ ലയിക്കാതെ വരുന്നു. ഒരു പൊതു നിയമപ്രകാരം ഒരു ലവണത്തിന് ഒരു പ്രത്യേക ലായനിയിൽ ലയിക്കണമെന്നുണ്ടെങ്കിൽ വിലായകയോജന എൻഥാൽപി, ലാറ്റിസ് എൻഥാൽപിയെക്കാൾ കൂടുതൽ ആയിരിക്കണം; രണ്ടാമത്തേത് ആദ്യത്തേതിനെ തരണം ചെയ്യത്തക്ക രീതിയിൽ. ഓരോ ലവണത്തിനും താപനിലയ്ക്കനുസരിച്ച് അതിന്റേതായ നിശ്ചിതലേയത്വമുണ്ട്. നമുക്ക് ലേയത്വത്തിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ ലവണങ്ങളെ താഴെപ്പറയുന്ന മൂന്നു വിഭാഗങ്ങളിലായി വർഗീകരിക്കാം.

വിഭാഗം I	ലയിക്കുന്നത്	ലേയത്വം $> 0.1M$
വിഭാഗം II	സാമാന്യം ലയിക്കുന്നത്	$0.01\ M <$ ലേയത്വം $< 0.1M$
വിഭാഗം III	പരിമിതമായി ലയിക്കുന്നത്	ലേയത്വം $< 0.01M$

ഇനി നമുക്ക് പരിമിതമായി ലയിക്കുന്ന അയോണിക ലവണവും അതിന്റെ പൂരിതജലീയലായനിയും തമ്മിലുള്ള സന്തുലനം കണക്കിലെടുക്കാം.

7.13.1 ലേയത്വഗുണനഫല സ്ഥിരാങ്കം

അതിന്റേതന്നെ പൂരിതജലീയലായനിയുമായി സമ്പർക്കത്തിലിരിക്കുന്ന ഖര ബേരിയംസൾഫേറ്റ് കണക്കിലെടുക്കുക. ലയിക്കാത്ത ഖരപദാർഥങ്ങളും പൂരിതലായനിയിലുള്ള അയോണുകളും തമ്മിലുള്ള സന്തുലനത്തെ ഈ സമവാക്യം കൊണ്ട് സൂചിപ്പിക്കാം.

$$BaSO_4(s) \rightleftharpoons Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq),$$

സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കത്തിന്റെ സമവാക്യം ഇങ്ങനെ നൽകാം

$$K = \{[Ba^{2+}][SO_4^{2-}]\} / [BaSO_4] \qquad (7.43)$$

ശുദ്ധമായ ഖരപദാർഥത്തിന് സ്ഥിരഗാഢത ആയതിനാൽ നമുക്ക് ഇങ്ങനെ എഴുതാൻ കഴിയും.

$$K_{sp} = K[BaSO_4] = [Ba^{2+}][SO_4^{2-}] \qquad (7.43)$$

K_{sp} യെ ലേയത്വ ഗുണനഫലസ്ഥിരാങ്കം എന്നോ അല്ലെങ്കിൽ ലളിതമായി ലേയത്വ ഗുണനഫലം എന്നോ വിളിക്കുന്നു. മുകളിലെ സമവാക്യത്തിലെ K_{sp} യുടെ പരീക്ഷണത്തിൽ കിട്ടിയ മൂല്യം 298K-ൽ 1.1×10^{-10} ആണ്. അതായത്, പൂരിതലായനിയുമായി സന്തുലനത്തിലിരിക്കുന്ന ഖര ബേരിയംസൾഫേറ്റിന് ബേരിയം അയോണുകളുടെയും സൾഫേറ്റ് അയോണുകളുടെയും ഗാഢതകളുടെ ഗുണനഫലം അതിന്റെ ലേയത്വഗുണനഫലസ്ഥിരാങ്കത്തിന് തുല്യമാണെന്നർഥം. ബേരിയം സൾഫേറ്റിന്റെ മോളാർ ലേയത്വം 'S' ആയാൽ രണ്ട് അയോണുകളുടെയും ഗാഢതകൾ അപ്പോൾ S വീതമാണ്.

$$1.1 \times 10^{-10} = (S)(S) = S^2$$

or $\qquad S = 1.05 \times 10^{-5}$.

അതിനാൽ, ബേരിയംസൾഫേറ്റിന്റെ മോളാർലേയത്വം $1.05 \times 10^{-5}\ mol\ L^{-1}$ ന് തുല്യമാകും.

ഒരു ലവണം വിഘടനത്തിൽ കൂടി, വ്യത്യസ്ത ചാർജുകൾ വഹിക്കുന്ന ഋണഅയോണുകളെയും ധന അയോണുകളും നൽകാം. ഉദാഹരണത്തിന്, തന്മാത്രാവാക്യം $(Zr^{4+})_3(PO_4^{3-})_4$ ഉള്ള സിർക്കോണിയം ഫോസ്ഫേറ്റ് എന്നുള്ള ലവണം സങ്കൽപ്പിക്കുക. ഇത് വിഘടിച്ച് +4 ചാർജുള്ള മൂന്ന് സിർക്കോണിയം ധന അയോണുകളും -3 ചാർജുള്ള നാല് ഫോസ്ഫേറ്റ് ഋണഅയോണുകളും തരുന്നു. സിർക്കോണിയം ഫോസ്ഫേറ്റിന്റെ മോളാർലേയത്വം S ആണെങ്കിൽ, സംയുക്തത്തിന്റെ സമീകരണമിതിയിൽ നിന്ന്,

$$[Zr^{4+}] = 3S \text{ and } [PO_4^{3-}] = 4S$$

$$K_{sp} = (3S)^3 (4S)^4 = 6912\ (S)^7$$

അല്ലെങ്കിൽ $S = \{K_{sp} / (3^3 \times 4^4)\}^{1/7} = (K_{sp} / 6912)^{1/7}$

സൂത്രവാക്യം M_xA_y ഉള്ളതും മോളാർ ലേയത്വം S ഉള്ളതുമായ ഒരു ഖരലവണം അതിന്റെ തന്നെ പൂരിതലായനിയുമായി സമ്പർക്കത്തിലാണെങ്കിൽ, അതിനെ ഈ സമവാക്യം കൊണ്ട് ചിത്രീകരിക്കാം:

$$M_xX_y(s) \rightleftharpoons xM^{p+}(aq) + yX^{q-}(aq)$$

(ഇവിടെ $x \times p^+ = y \times q^-$)

അതിന്റെ ലേയത്വഗുണനഫലസ്ഥിരാങ്കം ഇങ്ങനെ നൽകാം.

$$K_{sp} = [M^{p+}]^x[X^{q-}]^y = (xS)^x(yS)^y \qquad (7.44)$$
$$= x^x \cdot y^y \cdot S^{(x+y)}$$

$$S^{(x+y)} = K_{sp} / x^x \cdot y^y$$

$$S = (K_{sp} / x^x \cdot y^y)^{1/(x+y)} \qquad (7.45)$$

ഒന്നോ അതിൽക്കൂടുതലോ പദാർഥങ്ങളുടെ ഗാഢത സന്തുലനഗാഢതയല്ലെങ്കിൽ, സമവാക്യത്തിലുള്ള K_{sp} എന്ന പദത്തെ Q_{sp} എന്ന് വിളിക്കാം (ഭാഗം 7.6.2). സന്തുലന സാഹചര്യങ്ങളിൽ $K_{sp} = Q_{sp}$ ആയിരിക്കും എന്നത് വ്യക്തമാണ്. എന്നാൽ, മറ്റുസാഹചര്യങ്ങളിൽ ഇത് അവക്ഷിപ്ത രൂപീകരണത്തിന്റെയോ ലയനപ്രക്രിയയുടെയോ ദിശ വ്യക്തമാക്കുന്നു. ചില സാധാരണ ലവണങ്ങളുടെ 298K താപനിലയിലുള്ള ലേയത്വഗുണന ഫലസ്ഥിരാങ്കങ്ങൾ പട്ടിക 7.9 ൽ നൽകിയിരിക്കുന്നു.

ചോദ്യം 7.26

അയോണുകൾ ജലവുമായി പ്രവർത്തിക്കുകയില്ലെന്ന് സങ്കൽപ്പിച്ചാൽ ജലത്തിലുള്ള A_2X_3 യുടെ ലേയത്വം കണക്കാക്കുക. A_2X_3 യുടെ ലേയത്വഗുണനഫലം $K_{sp} = 1.1 \times 10^{-23}$.

ഉത്തരം

$A_2X_3 \rightarrow 2A^{3+} + 3X^{2-}$

$K_{sp} = [A^{3+}]^2 [X^{2-}]^3 = 1.1 \times 10^{-23}$

A_2X_3, യുടെ ലേയത്വം S ആയാൽ

$[A^{3+}] = 2S; \ [X^{2-}] = 3S$

അതുകൊണ്ട് $K_{sp} = [A^{3+}]^2 [X^{2-}]^3 = 1.1 \times 10^{-23}$

$108S^5 = 1.1 \times 10^{-23}$

അതിനാൽ $S^5 = 1 \times 10^{-25}$

$S = 1.0 \times 10^{-5}$ mol/L.

ചോദ്യം 7.27

ഭാഗികമായി ലയിക്കുന്ന രണ്ട് ലവണങ്ങളായ $Ni(OH)_2$ ന്റെയും AgCN ന്റെയും K_{sp} മൂല്യങ്ങൾ യഥാക്രമം 2.0×10^{-15} ഉം 6×0^{-17} ഉം ആണ്. ഏത് ലവണമാണ് കൂടുതൽ ലയിക്കുന്നത്; വിശദീകരിക്കുക?

ഉത്തരം

$AgCN \rightleftharpoons Ag^+ + CN^-$

$K_{sp} = [Ag^+][CN^-] = 6 \times 10^{-17}$

$Ni(OH)_2 \rightleftharpoons Ni^{2+} + 2OH^-$

$K_{sp} = [Ni^{2+}][OH^-]^2 = 2 \times 10^{-15}$

$[Ag^+] = S_1$ ആണെങ്കിൽ $[CN^-] = S_1$

$[Ni^{2+}] = S_2$, ആണെങ്കിൽ $[OH^-] = 2S_2$

$S_1^2 = 6 \times 10^{-17}$, $S_1 = 7.8 \times 10^{-9}$

$(S_2)(2S_2)^2 = 2 \times 10^{-15}$, $S_2 = 0.58 \times 10^{-4}$

AgCN നെക്കാൾ കൂടുതൽ ലയിക്കുന്നത് $Ni(OH)_2$ ആണ്.

പട്ടിക 7.9 ചില സാധാരണ അയോണികലവണങ്ങളുടെ 298K–ൽ ഉള്ള ലേയത്വ ഗുണനഫലസ്ഥിരാങ്കങ്ങൾ.

ലവണത്തിന്റെ പേര്	രാസസൂത്രം	K_{sp}
Silver Bromide	$AgBr$	5.0×10^{-13}
Silver Carbonate	Ag_2CO_3	8.1×10^{-12}
Silver Chromate	Ag_2CrO_4	1.1×10^{-12}
Silver Chloride	$AgCl$	1.8×10^{-10}
Silver Iodide	AgI	8.3×10^{-17}
Silver Sulphate	Ag_2SO_4	1.4×10^{-5}
Aluminium Hydroxide	$Al(OH)_3$	1.3×10^{-33}
Barium Chromate	$BaCrO_4$	1.2×10^{-10}
Barium Fluoride	BaF_2	1.0×10^{-6}
Barium Sulphate	$BaSO_4$	1.1×10^{-10}
Calcium Carbonate	$CaCO_3$	2.8×10^{-9}
Calcium Fluoride	CaF_2	5.3×10^{-9}
Calcium Hydroxide	$Ca(OH)_2$	5.5×10^{-6}
Calcium Oxalate	CaC_2O_4	4.0×10^{-9}
Calcium Sulphate	$CaSO_4$	9.1×10^{-6}
Cadmium Hydroxide	$Cd(OH)_2$	2.5×10^{-14}
Cadmium Sulphide	CdS	8.0×10^{-27}
Chromic Hydroxide	$Cr(OH)_3$	6.3×10^{-31}
Cuprous Bromide	$CuBr$	5.3×10^{-9}
Cupric Carbonate	$CuCO_3$	1.4×10^{-10}
Cuprous Chloride	$CuCl$	1.7×10^{-6}
Cupric Hydroxide	$Cu(OH)_2$	2.2×10^{-20}
Cuprous Iodide	CuI	1.1×10^{-12}
Cupric Sulphide	CuS	6.3×10^{-36}
Ferrous Carbonate	$FeCO_3$	3.2×10^{-11}
Ferrous Hydroxide	$Fe(OH)_2$	8.0×10^{-16}
Ferric Hydroxide	$Fe(OH)_3$	1.0×10^{-38}
Ferrous Sulphide	FeS	6.3×10^{-18}
Mercurous Bromide	Hg_2Br_2	5.6×10^{-23}
Mercurous Chloride	Hg_2Cl_2	1.3×10^{-18}
Mercurous Iodide	Hg_2I_2	4.5×10^{-29}
Mercurous Sulphate	Hg_2SO_4	7.4×10^{-7}
Mercuric Sulphide	HgS	4.0×10^{-53}
Magnesium Carbonate	$MgCO_3$	3.5×10^{-8}
Magnesium Fluoride	MgF_2	6.5×10^{-9}
Magnesium Hydroxide	$Mg(OH)_2$	1.8×10^{-11}
Magnesium Oxalate	MgC_2O_4	7.0×10^{-7}
Manganese Carbonate	$MnCO_3$	1.8×10^{-11}
Manganese Sulphide	MnS	2.5×10^{-13}
Nickel Hydroxide	$Ni(OH)_2$	2.0×10^{-15}
Nickel Sulphide	NiS	4.7×10^{-9}
Lead Bromide	$PbBr_2$	4.0×10^{-5}
Lead Carbonate	$PbCO_3$	7.4×10^{-14}
Lead Chloride	$PbCl_2$	1.6×10^{-5}
Lead Fluoride	PbF_2	7.7×10^{-8}
Lead Hydroxide	$Pb(OH)_2$	1.2×10^{-15}
Lead Iodide	PbI_2	7.1×10^{-9}
Lead Sulphate	$PbSO_4$	1.6×10^{-8}
Lead Sulphide	PbS	8.0×10^{-28}
Stannous Hydroxide	$Sn(OH)_2$	1.4×10^{-28}
Stannous Sulphide	SnS	1.0×10^{-25}
Strontium Carbonate	$SrCO_3$	1.1×10^{-10}
Strontium Fluoride	SrF_2	2.5×10^{-9}
Strontium Sulphate	$SrSO_4$	3.2×10^{-7}
Thallous Bromide	$TlBr$	3.4×10^{-6}
Thallous Chloride	$TlCl$	1.7×10^{-4}
Thallous Iodide	TlI	6.5×10^{-8}
Zinc Carbonate	$ZnCO_3$	1.4×10^{-11}
Zinc Hydroxide	$Zn(OH)_2$	1.0×10^{-15}
Zinc Sulphide	ZnS	1.6×10^{-24}

ചോദ്യം 7.28

0.10 M NaOH ലുള്ള $Ni(OH)_2$ ന്റെ മോളാർ ലേയത്വം കണക്കാക്കുക. $Ni(OH)_2$ ന്റെ അയോണികഗുണനഫലം 2.0×10^{-15} ആണ്.

ഉത്തരം

$Ni(OH)_2$ ന്റെ ലേയത്വം S ആണെന്നിരിക്കട്ടെ. S മോൾ/L $Ni(OH)_2$ വിഘടനത്തിലൂടെ S മോൾ/L Ni^{2+} ഉം 2S മോൾ/ L OH^- ഉം തരുന്നു. എന്നാൽ OH^- അയോണുകളുടെ ആകെ ഗാഢത = (0.10 + 2S) മോൾ/ L. കാരണം ലായനിയിൽ ആദ്യമേ NaOH ൽ നിന്നുള്ള + 0.10 മോൾ / L OH^- അടങ്ങിയിട്ടുണ്ട്.

$$K_{sp} = 2.0 \times 10^{-15} = [Ni^{2+}][OH^-]^2$$

$$= (S)(0.10 + 2S)^2$$

K_{sp} ചെറുതായതിനാൽ, $2S \ll 0.10$,

അതുകൊണ്ട് $(0.10 + 2S) \approx 0.10$

അതിനാൽ

$$2.0 \times 10^{-15} = S(0.10)^2$$

$$S = 2.0 \times 10^{-13}\ M = [Ni^{2+}]$$

7.13.2 അയോണികലവണങ്ങളുടെ ലേയത്വത്തിലുള്ള പൊതു അയോൺപ്രഭാവം

ലെ ഷാറ്റ്ലിയർ തത്വത്തിൽ നിന്ന് പ്രതീക്ഷിക്കുന്നതുപോലെ നാം ഏതെങ്കിലും ഒരു അയോണിന്റെ ഗാഢത വർധിപ്പിച്ചാൽ അതിന്റെ വിപരീത ചാർജുള്ള അയോണുമായി കൂടി ചേർന്ന് ഒരിക്കൽ കൂടി $K_{sp} = Q_{sp}$ ആകത്തക്ക തരത്തിൽ ലവണം കുറഞ്ഞ അളവിൽ അവക്ഷിപ്തപ്പെടും. അതുപോലെ, ഏതെങ്കിലും അയോണുകളുടെ ഗാഢത കുറച്ചാൽ ഒരിക്കൽക്കൂടി $K_{sp} = Q_{sp}$ ആകത്തക്ക തരത്തിൽ കൂടുതൽ ലവണം ലയിച്ച് രണ്ട് അയോണുകളുടെയും ഗാഢത വർധിക്കും. ഈ പ്രതിഭാസം ലേയത്വം കൂടിയ സോഡിയം ക്ലോറൈഡ് പോലുള്ള ലവണങ്ങൾക്കും ബാധകമാണ്. ഇവിടെ Q_{sp} യ്ക്കുള്ള സമവാക്യത്തിൽ അയോണുകളുടെ ഉയർന്ന ഗാഢതയുള്ളതിനാൽ മൊളാരിറ്റിക്ക് പകരം അവയുടെ പ്രവർത്തനശേഷിയാണ് ഉപയോഗിക്കുന്നത്. അതിനാൽ, നാം സോഡിയം ക്ലോറൈഡിന്റെ ഒരു പൂരിത ലായനിയെടുത്ത് അതിലേക്ക് HCl വാതകം കടത്തി വിട്ടാൽ, HCl ന്റെ വിഘടനം വഴി ഉണ്ടാകുന്ന ക്ലോറൈഡ് അയോണുകളുടെ വർധിച്ച ഗാഢത (പ്രവർത്തനശേഷി) യുടെ ഫലമായി സോഡിയം ക്ലോറൈഡ് അവക്ഷിപ്തപ്പെടുന്നു. ഇങ്ങനെ ലഭിക്കുന്ന സോഡിയം ക്ലോറൈഡ് മാലിന്യങ്ങളിൽനിന്ന് മുക്തമായിരിക്കും. ഒരു നിശ്ചിത അയോണിനെ, അതിന്റെ പരിമിതമായി ലയിക്കുന്ന ലവണമായി പൂർണമായും അവക്ഷിപ്തപ്പെടുത്തുന്നതിനായി മാത്രമാനവിശ്ലേഷണത്തിൽ, പൊതു അയോൺ പ്രഭാവം ഉപയോഗിക്കുന്നു. അതിനാൽ മാത്രമാന വിശ്ലേഷണത്തിനുവേണ്ടി സിൽവർഅയോൺ സിൽവർ ക്ലോറൈഡായും ഫെറിക് അയോണിനെ അതിന്റെ ഹൈഡ്രോക്സൈഡായും അല്ലെങ്കിൽ (ഹൈഡ്രേറ്റഡ്ഫെറിക് ഓക്സൈഡ്) ബേരിയം അയോൺ അതിന്റെ സൾഫേറ്റായും അവക്ഷിപ്തപ്പെടുത്തുന്നു.

വീര്യം കുറഞ്ഞ അമ്ലങ്ങളുടെ ലവണങ്ങൾ ആയ ഫോസ്ഫേറ്റുകളുടെ ലേയത്വം കുറഞ്ഞ pH ൽ വർധിക്കുന്നു. അതിന് കാരണം കുറഞ്ഞ pH ൽ പ്രോട്ടോണീകരണത്തിന്റെ ഫലമായി ഋണഅയോണിന്റെ ഗാഢത കുറയുന്നു. ഇത് ലവണത്തിന്റെ ലേയത്വത്തെ വർധിപ്പിച്ച് $K_{sp} = Q_{sp}$ യോടു തുല്യമാക്കുന്നു. ഇവിടെ ഒരേ സമയം രണ്ടു സന്തുലനങ്ങൾ ശരിയാവേണ്ടതുണ്ട്. അതായത്

$$K_{sp} = [M^+][X^-],$$

$$HX(aq) \rightleftharpoons H^-(aq) + X^-(aq);$$

$$K_a = \frac{[H^-(aq)][X^-(aq)]}{[HX(aq)]}$$

$$[X^-] / [HX] = K_a / [H^+]$$

രണ്ട് വശങ്ങളുടെയും പ്രതിലോമം എടുക്കുകയും ഒന്ന് കൂട്ടുകയും ചെയ്താൽ നമുക്ക് താഴെ പറയുന്നവ ലഭിക്കും.

$$\frac{[HX]}{[X^-]} + 1 = \frac{[H]}{K_a} + 1$$

$$\frac{[HX] + [X^-]}{[X^-]} = \frac{[H^+] + K_a}{K_a}$$

വീണ്ടും പ്രതിലോമം എടുത്താൽ ചുവടെ ചേർത്തിരിക്കുന്നത് ലഭിക്കും.

$$[X^-] / \{[X^-] + [HX]\} = f = K_a / (K_a + [H^+])$$

pH കുറയുന്നതിനനുസരിച്ച് 'f' കുറയുന്നതായി നമുക്ക് കാണാൻ കഴിയും. ഒരു നിശ്ചിത pH ൽ ലവണത്തിന്റെ ലേയത്വം S ആണെങ്കിൽ,

$$K_{sp} = [S][f\,S] = S^2 \{K_a / (K_a + [H^+])\} \text{ and}$$

$$S = \{K_{sp}([H] + K_a) / K_a\}^{1/2} \qquad (7.45)$$

അതിനാൽ $[H^+]$ വർധിക്കുന്നതിനനുസരിച്ച് അല്ലെങ്കിൽ pH കുറയുന്നതിനനുസരിച്ച് ലേയത്വം S വർധിച്ചുകൊണ്ടിരിക്കുന്നു.

സംഗ്രഹം

ദ്രാവകാവസ്ഥയിൽ നിന്ന് ബാഷ്പത്തിലേക്ക് കടക്കുന്ന തന്മാത്രകളുടെ എണ്ണവും, ബാഷ്പത്തിൽ നിന്ന് ദ്രാവകാവസ്ഥയിലേക്ക് തിരികെ വരുന്ന തന്മാത്രകളുടെ എണ്ണവും തുല്യമായാൽ, സന്തുലനം കൈവരിച്ചതായി നമുക്ക് പറയാം. അത് ഗതികസ്വഭാവമുള്ളതുമായിരിക്കും. ഭൗതിക രാസപ്രക്രിയകൾക്ക് സന്തുലനം പ്രാപിക്കാൻ കഴിയും. ഈ അവസ്ഥയിൽ പുരോ-പശ്ചാത്പ്രവർത്തനങ്ങളുടെ നിരക്ക് തുല്യമായിരിക്കും. **സന്തുലന സ്ഥിരാങ്കം** K_c പ്രസ്താവിക്കുന്നത് ഉത്പന്നങ്ങളുടെ ഗാഢതയെ അഭികാരകങ്ങളുടെ ഗാഢത കൊണ്ട് ഹരിച്ചാണ്. ഇവിടെ ഓരോ പദങ്ങളുടെയും ഘാതങ്ങളായി രാസസമീകരണമിതീയഗുണാങ്കങ്ങൾ ഉപയോഗിക്കുന്നു.

$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ പ്രവർത്തനത്തിന്

$K_c = [C]^c[D]^d/[A]^a[B]^b$

ഒരു നിശ്ചിത ഊഷ്മാവിൽ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കത്തിന് സ്ഥിരമൂല്യമാണ്. ഈ അവസ്ഥയിൽ ഘടകങ്ങളുടെ ഗാഢത, മർദം മുതലായവ സ്ഥിരമായിരിക്കും. വാതകങ്ങൾ തമ്മിലുള്ള പ്രവർത്തനങ്ങൾക്ക്, സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം K_p ആയി സൂചിപ്പിക്കുന്നു. അത് എഴുതുന്നതിനായി K_c യുടെ സമവാക്യത്തിലുള്ള ഗാഢതാപദങ്ങളെ ഭാഗിക മർദങ്ങൾ ഉപയോഗിച്ച് മാറ്റേണ്ടതാണ്. പ്രവർത്തനത്തിന്റെ ദിശയെ പ്രവചിക്കാൻ **പ്രവർത്തനസ്ഥിതിമാനം** Q_c യ്ക്ക് സാധിക്കും. അത് സന്തുലനത്തിൽ K_c യ്ക്ക് തുല്യമാണ്. ഊഷ്മാവ്, മർദം, ഗാഢത മുതലായവയിൽ ഏതെങ്കിലും ഒരു ഘടകത്തിന് മാറ്റമുണ്ടായാൽ സന്തുലനം ആ മാറ്റത്തിന്റെ സ്വാധീനത്തെ കുറയ്ക്കുന്നതിനോ പ്രതിരോധിക്കുന്നതിനോ ആയി ഒരു പ്രത്യേക ദിശയിലേക്ക് തിരിയുന്നു. ഇതിനെ **ലേ ഷാറ്റ്ലിയർ തത്വം** എന്ന് പറയുന്നു. ഘടകങ്ങളായ ഊഷ്മാവ്, മർദം, ഉൽപ്രേരകം, ഉൽകൃഷ്ടവാതകം എന്നിവ സന്തുലനത്തിന്റെ ദിശയെ സ്വാധീനിക്കുന്നത് പഠിക്കുന്നതിനും ഈ ഘടകങ്ങൾ ഉപയോഗിച്ചുകൊണ്ട് ഉത്പന്നങ്ങളുടെ ലബ്ധത നിയന്ത്രിക്കാനും കഴിയും. **ഉൽപ്രേരകം** ഒരു പ്രവർത്തനമിശ്രിതത്തിലെ സന്തുലനസംഘടനയെ സ്വാധീനിക്കുന്നില്ല. എന്നാൽ രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ നിരക്ക് വർധിപ്പിക്കുന്നു. അഭികാരകങ്ങൾ ഉത്പന്നങ്ങൾ ആകുന്നതിനും തിരിച്ചും ഊർജം കുറഞ്ഞ പുതിയ പാത ലഭ്യമാക്കിക്കൊണ്ടാണ് ഇത് സാധ്യമാക്കുന്നത്.

ജലീയലായനിയിൽ വൈദ്യുതി ചാലനം ചെയ്യുന്ന എല്ലാ വസ്തുക്കളെയും **ഇലക്ട്രോലൈറ്റുകൾ** എന്ന് വിളിക്കുന്നു. അമ്ലങ്ങൾ, **ബേസുകൾ**, ലവണങ്ങൾ എന്നിവ ഇലക്ട്രോലൈറ്റുകൾ ആണ്. അവയുടെ ജലീയലായനികൾ, വൈദ്യുത ചാലനം നടത്തുന്നത് ജലീയലായനിയിലെ **ഇലക്ട്രോലൈറ്റുകളുടെ വിഘടനം അല്ലെങ്കിൽ അയോണീകരണം** മൂലമുണ്ടാകുന്ന ഋണഅയോണുകളുടെയും ധനഅയോണുകളുടെയും ഫലമായാണ്. പ്രബല ഇലക്ട്രോലൈറ്റുകൾ പൂർണമായി വിഘടിക്കുന്നു. ദുർബലഇലക്ട്രോലൈറ്റുകളിൽ അയോണുകളുടെയും അയോണീകരിക്കാത്ത ഇലക്ട്രോലിറ്റിക തന്മാത്രകളുടെയും സന്തുലനം നിലനിൽക്കുന്നു. **അറീനിയസിന്റെ** കാഴ്ചപ്പാടിൽ അവയുടെ ജലീയലായനികളിൽ അമ്ലങ്ങൾ ഹൈഡ്രജൻ അയോണുകളെയും ക്ഷാരങ്ങൾ ഹൈഡ്രോക്സിൽ അയോണുകളെയും ലഭ്യമാക്കുന്നവയാണ്. നേരെമറിച്ച് **ബ്രോൺസ്റ്റഡ്-ലൗറി** അമ്ലത്തെ പ്രോട്ടോൺ ദാതാവായും ബേസിനെ പ്രോട്ടോൺ സ്വീകർത്താവായുമാണ് നിർവചിച്ചത്. ഒരു ബ്രോൺസ്റ്റഡ്-ലൗറി ആസിഡ് ഒരു ക്ഷാരവുമായി പ്രവർത്തിക്കുമ്പോൾ അതിന്റെ സംയുഗ്മിക്ഷാരം സംയുഗ്മിആസിഡ് നിർമിക്കുന്നു, അത് ഏത് ക്ഷാരവുമായി പ്രവർത്തിക്കുന്നുവോ അതിന്റെ അടിസ്ഥാനത്തിൽ. അതിനാൽ ഒരു പ്രോട്ടോണിന്റെ വ്യത്യാസം മാത്രമാണ് **അമ്ല-ക്ഷാരത്തിന്റെ സംയുഗ്മി ജോടികൾ** തമ്മിലുള്ളത്. **ലൂയിസ്** പൊതുവായി അമ്ലത്തെ ഇലക്ട്രോൺ ജോഡി സ്വീകർത്താവെന്നും ക്ഷാരത്തെ ഇലക്ട്രോൺ ജോഡിദാതാവെന്നും നിർവചിച്ചു. അറീനിയസ് നിർവചനപ്രകാരം ദുർബല അമ്ലങ്ങളുടെ അയോണീകരണ സ്ഥിരാങ്കത്തിന്റെയും (K_a) ക്ഷാരങ്ങളുടെ അയോണീകരണസ്ഥിരാങ്കത്തിന്റെയും (K_b) സമവാക്യം വികസിപ്പിച്ചു. അയോണീകരണത്തിന്റെ തോതും ഗാഢതയുമായി ഉള്ള അതിന്റെ ബന്ധവും പൊതു അയോൺപ്രഭാവവും ചർച്ച ചെയ്തു. ഹൈഡ്രജൻ അയോൺഗാഢത (പ്രവർത്തനക്ഷമത)യ്ക്കു വേണ്ടി **pH തോത്** ($pH = -\log[H^+]$) കൊണ്ടുവരികയും മറ്റു പരിമാണങ്ങൾക്കുവേണ്ടി വ്യാപിപ്പിക്കുകയും ചെയ്തു ($pOH = -\log[OH^-]$; $pK_a = -\log[K_a]$; $pK_b = -\log[K_b]$; $pK_w = -\log[K_w]$ മുതലായവ). ജലത്തിന്റെ അയോണീകരണം കണക്കാക്കുമ്പോൾ $pH + pOH = pK_w$ എന്ന സമവാക്യം എപ്പോഴും സാർഥകമാകുന്നു. പ്രബലഅമ്ലത്തിന്റെയും ദുർബലക്ഷാരത്തിന്റെയും, ദുർബലഅമ്ലത്തിന്റെയും പ്രബലക്ഷാരത്തിന്റെയും, ദുർബലക്ഷാരത്തിന്റെയും ദുർബലഅമ്ലത്തിന്റെയും ലവണങ്ങൾ ജലീയലായനിയിൽ ജലവിശ്ലേഷണത്തിന് വിധേയമാകുന്നു. **ബഫർലായനിയുടെ** നിർവചനവും അതിന്റെ പ്രാധാന്യവും ചുരുക്കി വിവരിച്ചിരിക്കുന്നു. ഭാഗികമായി ലയിക്കുന്ന ലവണങ്ങളുടെ ലേയത്വസന്തുലനം ചർച്ച ചെയ്യുകയും സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കത്തെ **ലേയത്വഗുണനഫലസ്ഥിരാങ്കമായി** (K_{sp}) ആയി അവതരിപ്പിക്കുകയും ചെയ്തു. ലവണത്തിന്റെ ലേയത്വവുമായുള്ള അതിന്റെ ബന്ധം സ്ഥാപിച്ചു. അതിന്റെ ലായനികളിൽ നിന്ന് ലവണം അവക്ഷിപ്തപ്പെടുത്താനുള്ള സാഹചര്യങ്ങളും അല്ലെങ്കിൽ അവയുടെ ജലത്തിലുള്ള ലയന പ്രക്രിയയും പരിശോധിച്ചു. ഭാഗികമായി ലയിക്കുന്ന ലവണങ്ങളുടെ പൊതു അയോൺപ്രഭാവത്തിന്റെയും ലേയത്വത്തിന്റെയും പങ്കും ചർച്ച ചെയ്തു.

ഈ യൂണിറ്റിനെ ആസ്പദമാക്കി കുട്ടികൾക്ക് നിർദേശിക്കപ്പെട്ടിട്ടുള്ള പ്രവൃത്തികൾ

a) വ്യത്യസ്ത പച്ചക്കറികളുടെയും ഫലങ്ങളുടെയും ചാറുകൾ, ലഘുപാനീയങ്ങളുടെയും ശരീരദ്രവങ്ങളുടെയും, ലഭ്യമായ സാമ്പിളുകളുടെ **pH** കണ്ടെത്താൻ **pH** പേപ്പർ ഉപയോഗപ്പെടുത്തുക.

b) വ്യത്യസ്ത ലവണലായനികളുടെ **pH** ഉം **pH** പേപ്പറുപയോഗിച്ച് കുട്ടി കണ്ടെത്തുകയും അതിൽ നിന്ന് ഇവയുണ്ടായത് വീര്യം കൂടിയ / വീര്യം കുറഞ്ഞ അമ്ലങ്ങളിൽ നിന്നോ ക്ഷാരങ്ങളിൽ നിന്നോ ആണെന്ന് അവന്/അവൾക്ക് കണ്ടെത്താം.

c) സോഡിയം അസെറ്റേറ്റിന്റെയും അസെറ്റിക് ആസിഡിന്റെയും ലായനികൾ ചേർത്ത് ബഫർലായനികൾ നിർമിക്കുകയും അതിന്റെ **pH** , **pH** പേപ്പറുപയോഗിച്ച് കണ്ടെത്തുകയുമാവാം.

d) വ്യത്യസ്ത **pH** ഉള്ള ലായനികളുടെ നിറം നിരീക്ഷിക്കുന്നതിനായി വ്യത്യസ്ത രാസസൂചകങ്ങൾ അവർക്ക് നൽകാം.

e) രാസസൂചകങ്ങളുപയോഗിച്ച് അവർക്ക് ചില അമ്ല-ക്ഷാര അനുമാപനം **(Titration)** ചെയ്യാം.

f) ഭാഗികമായി ലയിക്കുന്ന ലവണങ്ങളുടെ ലേയത്വത്തിലുള്ള പൊതു അയോൺപ്രഭാവം അവർക്ക് നിരീക്ഷിക്കാം.

g) വിദ്യാലയങ്ങളിൽ **pH** മീറ്റർ ലഭ്യമാണെങ്കിൽ അത് ഉപയോഗിച്ച് **pH** അളക്കാനും **pH** പേപ്പറുപയോഗിച്ച് കിട്ടിയ ഫലവുമായി താരതമ്യം ചെയ്യാനും അവർക്ക് കഴിയും.

പരിശീലന ചോദ്യങ്ങൾ

7.1 ഒരു ദ്രാവകം അതിന്റെ ബാഷ്പവുമായി ഒരു അടച്ച പാത്രത്തിൽ സ്ഥിരഊഷ്മാവിൽ സന്തുലനത്തിലാണ്. പാത്രത്തിലെ വ്യാപ്തം വളരെ പെട്ടെന്ന് ഉയർത്തുന്നു.

a) ബാഷ്പമർദത്തിന്മേൽ ഈ മാറ്റത്തിന്റെ ആദ്യപ്രഭാവം എന്ത്?

b) ബാഷ്പീകരണത്തിന്റെയും സാന്ദ്രീകരണത്തിന്റെയും നിരക്ക് തുടക്കത്തിൽ എങ്ങനെ വ്യത്യാസപ്പെടുന്നു?

c) അവസാനം സന്തുലനം പുനഃസ്ഥാപിക്കുമ്പോൾ എന്ത് സംഭവിക്കുന്നു? എന്തായിരിക്കും അവസാന ബാഷ്പമർദം ?

7.2 ഓരോ പദാർഥത്തിന്റെയും സന്തുലനാവസ്ഥയിലെ ഗാഢത $[SO_2]$ = 0.60M, $[O_2]$ = 0.82M, $[SO_3]$ = 1.90M വീതമാണെങ്കിൽ ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന സന്തുലനാവസ്ഥയിലെ K_c കണക്കാക്കുക.

$$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$$

7.3 10^5Pa ആകെ മർദത്തിൽ ഒരു പ്രത്യേക ഊഷ്മാവിലിരിക്കുന്ന അയോഡിൻ ബാഷ്പത്തിൽ വ്യാപ്താടിസ്ഥാനത്തിൽ 40% അയോഡിൻ ആറ്റങ്ങളുണ്ട്.

$I_2(g) \rightleftharpoons 2I(g)$ ഈ സന്തുലനാവസ്ഥയുടെ K_p കണക്കാക്കുക.

7.4 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന ഓരോ രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെയും സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം K_c എഴുതുക.

(i) $2NOCl(g) \rightleftharpoons 2NO(g) + Cl_2(g)$

(ii) $2Cu(NO_3)_2(s) \rightleftharpoons 2CuO(s) + 4NO_2(g) + O_2(g)$

(iii) $CH_3COOC_2H_5(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3COOH(aq) + C_2H_5OH(aq)$

(iv) $Fe^{3+}(aq) + 3OH^-(aq) \rightleftharpoons Fe(OH)_3(s)$

(v) $I_2(s) + 5F_2 \rightleftharpoons 2IF_5$

7.5 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന സന്തുലനങ്ങളുടെ K_c വിലകൾ അവയുടെ K_p വിലയിൽ നിന്ന് കണ്ടുപിടിക്കുക.

(i) $2NOCl(g) \rightleftharpoons 2NO(g) + Cl_2(g)$; $K_p = 1.8 \times 10^{-2}$ at 500 K

(ii) $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$; $K_p = 167$ at 1073 K

7.6 $NO(g) + O_3(g) \rightleftharpoons NO_2(g) + O_2(g)$ എന്ന രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ 1000K ലെ $K_c = 6.3 \times 10^{14}$ ആണ്. സന്തുലനത്തിലെ പുരോ പ്രവർത്തനവും പശ്ചാത്പ്രവർത്തനവും ദിതമാത്രീയ രാസപ്രവർത്തനങ്ങളാണ്. പശ്ചാത്പ്രവർത്തനത്തിന്റെ K_c എന്ത്?

7.7 സന്തുലന സ്ഥിരാങ്കസമവാക്യം എഴുതുമ്പോൾ ശുദ്ധദ്രാവകങ്ങളും ഖരങ്ങളും ഒഴിവാക്കുന്നത് എന്തുകൊണ്ടെന്ന് വിശദീകരിക്കുക.

7.8 നൈട്രജനും ഓക്സിജനും തമ്മിലുള്ള പ്രതിപ്രവർത്തനം ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.

$$2N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2N_2O(g)$$

ഒരു 10 L പാത്രത്തിൽ 0.482 മോൾ നൈട്രജനും 0.933 മോൾ ഓക്സിജനും അടങ്ങുന്ന മിശ്രിതത്തെ ഒരു പ്രത്യേക ഊഷ്മാവിൽ പ്രവർത്തിക്കുവാൻ അനുവദിച്ചിരിക്കുന്നു. അതിന്റെ $K_c = 2.0 \times 10^{-37}$ ആണെങ്കിൽ സന്തുലനമിശ്രിതത്തിലെ ഘടന കണ്ടെത്തുക.

7.9 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നതിൻപ്രകാരം നൈട്രിക്ഓക്സൈഡ് ബ്രോമിനുമായി പ്രവർത്തിച്ച് നൈട്രോസൈൽ ബ്രോമൈഡ് ഉണ്ടാകുന്നു.

$2NO(g) + Br_2(g) \rightleftharpoons 2NOBr(g)$

ഒരു സ്ഥിരഊഷ്മാവിൽ 0.087 മോൾ NOഉം 0.0437 മോൾ Br_2 ഉം തമ്മിൽ ഒരു അടഞ്ഞ പാത്രത്തിൽ കലർത്തുമ്പോൾ സന്തുലനാവസ്ഥയിൽ 0.0518 മോൾ NOBr ലഭിക്കുന്നു. NO ന്റെയും Br_2 ന്റെയും സന്തുലനാവസ്ഥയിലെ അളവ് കണക്കാക്കുക.

7.10 450K ൽ താഴെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന പ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലനാവസ്ഥയിൽ $K_p = 2.0 \times 10^{10}$/ബാർ ആകുന്നു.

$2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g)$

ഈ താപനിലയിലെ K_c എന്തായിരിക്കും?

7.11 ഹൈഡ്രജൻ അയോഡൈഡിന്റെ (HI(g)) ഒരു സാമ്പിൾ 0.2 atm മർദത്തിൽ ഒരു ഫ്ളാസ്കിൽ സൂക്ഷിച്ചിരിക്കുന്നു. സന്തുലനാവസ്ഥയിൽ ഹൈഡ്രജൻ അയോഡൈഡിന്റെ (HI(g)) ഭാഗികമർദം 0.04 atm ആണ്. തന്നിരിക്കുന്ന സന്തുലനാവസ്ഥയുടെ K_p എന്തായിരിക്കും?

$$2HI(g) \rightleftharpoons H_2(g) + I_2(g)$$

7.12 1.57 മോൾ N_2, 1.92 മോൾ H_2, 8.13 മോൾ NH_3 എന്നിവ അടങ്ങുന്ന ഒരു മിശ്രിതത്തെ 500K ൽ 20L ഉള്ള ഒരു ഫ്ളാസ്കിൽ എടുത്തിരിക്കുന്നു. ഈ താപനിലയിൽ $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$ എന്ന രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം K_c 1.7×10^2 ആകുന്നു. രാസപ്രവർത്തന മിശ്രിതം സന്തുലനാവസ്ഥയിലാണോ? അല്ലെങ്കിൽ രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ ദിശ എന്ത്?

7.13 ഒരു വാതക രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കത്തിന്റെ സമവാക്യം ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നു.

$$K_c = \frac{[NH_3]^4 [O_2]^5}{[NO]^4 [H_2O]^6}$$

ഈ സമവാക്യത്തിന് അനുയോജ്യമായ സമീകൃതരാസസമവാക്യം എഴുതുക

7.14 10 L പാത്രത്തിലെടുത്തിരിക്കുന്ന ഒരു മോൾ H_2O യും ഒരു മോൾ CO യും 725K ൽ ചൂടാക്കുന്നു. സന്തുലനാവസ്ഥയിൽ മാസ് അടിസ്ഥാനത്തിൽ 40% ജലം CO യുമായി ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നതിൻ പ്രകാരം പ്രവർത്തിക്കുന്നു.

$H_2O(g) + CO(g) \rightleftharpoons H_2(g) + CO_2(g)$

സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം കണ്ടുപിടിക്കുക

7.15 700K ൽ $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ എന്ന പ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം 54.8 ആകുന്നു. 700K ൽ സന്തുലനാവസ്ഥയിൽ 0.5 മോൾ/ലിറ്റർ ഹൈഡ്രജൻ അയോഡൈഡ് ഉണ്ട്. എങ്കിൽ $H_2(g)$ ന്റെയും $I_2(g)$ ന്റെയും ഗാഢത കണക്കാക്കുക. തുടക്കത്തിൽ HI(g) യുമായി പ്രവർത്തനം ആരംഭിച്ചതായി സങ്കൽപ്പിക്കുക.

7.16 തുടക്കത്തിൽ ICl ന്റെ ഗാഢത 0.78M ആണെങ്കിൽ സന്തുലനാവസ്ഥയിലെ ഓരോ പദാർഥത്തിന്റെയും ഗാഢത കണക്കാക്കുക.

$2ICl(g) \rightleftharpoons I_2(g) + Cl_2(g); \quad K_c = 0.14$

7.17 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന രാസസംതുലനത്തിന്റെ 899 K ലുള്ള $K_p = 0.04$ atm ആണ്. അതിനെ 4 atm മർദമുള്ള ഒരു ഫ്ളാസ്കിൽ വച്ച് സംതുലനം സംജാതമാകാൻ അനുവദിച്ചാൽ C_2H_6 ന്റെ സംതുലനാവസ്ഥയിലെ ഗാഢത എത്രയായിരിക്കും?

$$C_2H_6(g) \rightleftharpoons C_2H_4(g) + H_2(g)$$

7.18 എഥനോളും അസെറ്റിക്ആസിഡും തമ്മിൽ പ്രവർത്തിപ്പിച്ച് ഈഥൈൽഅസെറ്റേറ്റ് ഉണ്ടാക്കുന്ന രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ സംതുലനാവസ്ഥ ചുവടെ ചേർത്തിരിക്കുന്നു.

$$CH_3COOH(l) + C_2H_5OH(l) \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_5(l) + H_2O(l)$$

(i) ഈ രാസപ്രവർത്തനത്തിന്റെ (പ്രവർത്തനമിശ്രിതം) ഗാഢതാനുപാതം Q_c എഴുതുക. (കുറിപ്പ്- ഈ പ്രവർത്തനത്തിൽ ജലം അധികമല്ല; അതുപോലെ അത് ലായകവുമല്ല.)

(ii) 293 K ൽ 1.00 മോൾ അസെറ്റിക്ആസിഡ് 0.18 മോൾ എഥനോളും ചേർത്ത് ആരംഭിക്കുന്ന പ്രവർത്തനത്തിൽ സംതുലനമിശ്രിതത്തിൽ 0.171 മോൾ ഈഥൈൽഅസെറ്റേറ്റ് ഉണ്ട്. സംതുലനസ്ഥിരാങ്കം കണ്ടുപിടിക്കുക.

(iii) തുടക്കത്തിൽ 0.5 മോൾ എഥനോളും 1.0 മോൾ അസെറ്റിക്ആസിഡും ചേർത്ത് (293K) കുറച്ച് സമയത്തിനുശേഷം 0.214 മോൾ ഈഥൈൽഅസെറ്റേറ്റ് കണ്ടെത്തി. സന്തുലനം എത്തിച്ചേർന്നിട്ടുണ്ടോ?

7.19 ശൂന്യമാക്കപ്പെട്ട പാത്രത്തിലേക്ക് 473K ൽ ശുദ്ധ PCl_5 ന്റെ സാമ്പിൾ കടത്തിവിട്ടു. സന്തുലനം കൈവരിച്ചതിന് ശേഷം PCl_5 ന്റെ ഗാഢത 0.5×10^{-2} മോൾ/ലിറ്റർ ആയി കണ്ടെത്തി. K_c യുടെ മൂല്യം 8.3×10^{-3} ആയാൽ സന്തുലനത്തിലുള്ള PCl_3 ന്റെയും Cl_2 ന്റെയും ഗാഢതകൾ എന്ത്?

$$PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$$

7.20 ഇരുമ്പ് അയിരിൽ നിന്ന് ഉരുക്ക് നിർമിക്കുമ്പോൾ നടക്കുന്ന ഒരു പ്രവർത്തനം അയൺ (II) ഓക്സൈഡിനെ കാർബൺ മോണോക്സൈഡ് ഉപയോഗിച്ച് നിരോക്സീകരണം നടത്തി ഇരുമ്പ് ലോഹവും കാർബൺ ഡയോക്സൈഡും രൂപീകരിക്കുക എന്നുള്ളതാണ്.

$FeO(s) + CO(g) \rightleftharpoons Fe(s) + CO_2(g)$; $K_p = 0.265$ atm at 1050K

പ്രാരംഭ ഭാഗികമർദങ്ങൾ $p_{CO} = 1.4$ atm, $p_{CO_2} = 0.80$ atm ആണെങ്കിൽ 1050K ൽ ഉള്ള CO യുടെയും CO_2 ന്റെയും സന്തുലന ഭാഗിക മർദങ്ങൾ ഏവ?

7.21 $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$

500 K ൽ ഈ പ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം $K_c = 0.061$ ആണ്. ഒരു പ്രത്യേക സമയത്ത് വിശകലനത്തിലൂടെ ലഭ്യമായ പ്രവർത്തനമിശ്രിതത്തിന്റെ ഘടന 3.0 മോൾ L^{-1} N_2, 2.0 മോൾ L^{-1} H_2, 0.5 മോൾ L^{-1} NH_3 എന്നതാണ്. ഈ പ്രവർത്തനം സന്തുലനത്തിലാണോ? അല്ലെങ്കിൽ ഏത് ദിശയിലൂടെയാണ് ഈ പ്രവർത്തനം സന്തുലനത്തിലെത്തിച്ചേരേണ്ടത്?

7.22 ബ്രോമിൻ മോണോക്ലോറൈഡ്, BrCl വിഘടിച്ച് ബ്രോമിനും ക്ലോറിനുമാകുകയും സന്തുലനത്തിലെത്തുകയും ചെയ്യുന്നു.

$2BrCl(g) \rightleftharpoons Br_2(g) + Cl_2(g)$. ഇവിടെ 500 K ൽ $K_c = 32$ ആണ്. പ്രാരംഭത്തിൽ ശുദ്ധ BrCl 3.3×10^{-3} mol L^{-1} ഗാഢതയിൽ അടങ്ങിയിട്ടുണ്ടെങ്കിൽ, സന്തുലനത്തിലെ മിശ്രിതത്തിൽ മോളാർ ഗാഢത എന്ത്?

7.23 1127 K ലും ഒരു atm മർദത്തിലും CO യുടെയും CO_2 ന്റെയും വാതക മിശ്രിതം ഖരകാർബണുമായി രൂപീകരിച്ച സന്തുലനത്തിൽ CO യുടെ മാസ് 90.55% ആണ്.

$C(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2CO(g)$

മുകളിലെ താപനിലയിൽ ഈ പ്രവർത്തനത്തിന്റെ K_c കണ്ടെത്തുക.

7.24 298K ൽ NO ൽ നിന്നും O_2 നിന്നും NO_2 രൂപപ്പെടുന്നതിന്റെ a) ΔG° b) സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം എന്നിവ കണ്ടെത്തുക.

$NO(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \rightleftharpoons NO_2(g)$

ഇവിടെ

$\Delta_f G^{\ominus}(NO_2) = 52.0\ kJ/mol$

$\Delta_f G^{\ominus}(NO) = 87.0\ kJ/mol$

$\Delta_f G^{\ominus}(O_2) = 0\ kJ/mol$

7.25 വ്യാപ്തം വർധിപ്പിച്ച് കൊണ്ട് മർദം കുറയ്ക്കുകയാണെങ്കിൽ താഴെ പറയുന്ന ഓരോ സന്തുലനങ്ങളിലും പ്രവർത്തന ഉത്പന്നങ്ങളുടെ മോളുകളുടെ എണ്ണം വർദ്ധിക്കുകയാണോ കുറയുകയാണോ അതോ സ്ഥിരമായി നിൽക്കുകയാണോ?

(a) $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$

(b) $CaO(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons CaCO_3(s)$

(c) $3Fe(s) + 4H_2O(g) \rightleftharpoons Fe_3O_4(s) + 4H_2(g)$

7.26 താഴെപ്പറയുന്ന പ്രവർത്തനങ്ങളിൽ മർദം കൂട്ടുമ്പോൾ ബാധിക്കപ്പെടുന്നതേത്? ഈ മാറ്റം പ്രവർത്തനത്തെ മുന്നോട്ടാണോ പിന്നോട്ടാണോ നയിക്കുന്നതെന്ന് വ്യക്തമാക്കുകയും കൂടി ചെയ്യുക.

(i) $COCl_2(g) \rightleftharpoons CO(g) + Cl_2(g)$

(ii) $CH_4(g) + 2S_2(g) \rightleftharpoons CS_2(g) + 2H_2S(g)$

(iii) $CO_2(g) + C(s) \rightleftharpoons 2CO(g)$

(iv) $2H_2(g) + CO(g) \rightleftharpoons CH_3OH(g)$

(v) $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$

(vi) $4NH_3(g) + 5O_2(g) \rightleftharpoons 4NO(g) + 6H_2O(g)$

7.27 1024K ൽ താഴെപ്പറയുന്ന പ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം 1.6×10^5 ആണ്.

$H_2(g) + Br_2(g) \rightleftharpoons 2HBr(g)$

1024 K ൽ 10.0 ബാർ HBr നെ സീൽ ചെയ്തിട്ടുള്ള പാത്രത്തിലേക്ക് കടത്തിവിട്ടാൽ ഉണ്ടാവുന്ന എല്ലാ വാതകങ്ങളുടെയും സന്തുലനമർദം കണ്ടുപിടിക്കുക.

7.28 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്ന താപശോഷണപ്രവർത്തനം വഴി പ്രകൃതിവാതകത്തെ നീരാവി ഉപയോഗിച്ച് ഭാഗിക ഓക്സീകരണം നടത്തിയാൽ ഡൈഹൈഡ്രജൻ ലഭിക്കും.

$CH_4(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO(g) + 3H_2(g)$

(a) മുകളിലുള്ള പ്രവർത്തനത്തിന്റെ K_p യുടെ സമവാക്യം എഴുതുക.

(b) K_p യുടെ വിലയെയും സന്തുലനമിശ്രിതത്തിന്റെ ഘടനയെയും ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നവ എങ്ങനെ സ്വാധീനിക്കുന്നു?

(i) മർദം കൂട്ടിയാൽ

(ii) താപനില വർധിപ്പിച്ചാൽ

(iii) ഉൽപ്രേരകം ഉപയോഗിക്കുമ്പോൾ

7.29 $2H_2(g) + CO(g) \rightleftharpoons CH_3OH(g)$ എന്ന പ്രവർത്തനത്തിന്റെ സന്തുലനത്തിൽ താഴെപ്പറയുന്നതിന്റെ സ്വാധീനം വിവരിക്കുക

a) H_2 ചേർക്കുന്നത്.

b) CH_3OH ചേർക്കുന്നത്.

c) CO നീക്കുന്നത്.

d) CH_3OH നീക്കുന്നത്.

7.30 473 K ൽ ഫോസ്ഫറസ് പെന്റാക്ലോറൈഡിന്റെ, PCl_5, വിഘടനത്തിന്റെ സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം 8.3×10^{-3} ആണ്.

$PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g) \qquad \Delta_r H^{\ominus} = 124.0\ kJ\ mol^{-1}$

a) പ്രവർത്തനത്തിന്റെ K_c യ്ക്കുള്ള സമവാക്യം എഴുതുക.

b) ഇതേ താപനിലയിൽ പിന്നോട്ടുള്ള പ്രവർത്തനത്തിന്റെ K_c യുടെ മൂല്യം എന്ത്?

c) താഴെപ്പറയുന്ന സാഹചര്യങ്ങളിൽ K_c യിലുള്ള സ്വാധീനമെന്ത്? (i) കൂടുതൽ PCl_5 ചേർക്കുന്നു, (ii) മർദം വർധിപ്പിക്കുന്നു (iii) താപനില വർധിപ്പിക്കുന്നു.

7.31 ഹേബർപ്രക്രിയയിൽ ഉപയോഗിക്കുന്ന ഹൈഡ്രജൻ വാതകം നിർമിക്കുന്നത് പ്രകൃതിവാതകത്തിലുള്ള മീഥെയിൻ ഉയർന്ന ഊഷ്മാവിലുള്ള നീരാവിയുമായി പ്രവർത്തിപ്പിച്ചാണ്. രണ്ട് ഭാഗമുള്ള ഈ പ്രവർത്തനത്തിലെ ആദ്യഭാഗത്തിൽ CO യുടെയും H_2 ന്റെയും രൂപീകരണം ഉൾപ്പെട്ടിരിക്കുന്നു. രണ്ടാംഭാഗത്തിൽ ആദ്യഭാഗത്തുണ്ടായ CO കൂടുതൽ നീരാവിയുമായി പ്രവർത്തിക്കുന്നു. (വാട്ടർ ഗ്യാസ് ഷിഫ്റ്റ് പ്രവർത്തനം)

$$CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g)$$

ഒരു പ്രവർത്തനപാത്രത്തിൽ 400° C ൽ CO യുടെയും നീരാവിയുടെയും ഒരു തുല്യ മോളാർ മിശ്രിതം, $p_{CO} = p_{H_2O} = 4.0$ ബാർ, എന്ന രീതിയിൽ നിറയ്ക്കുകയാണെങ്കിൽ സന്തുലനത്തിലുള്ള H_2 ന്റെ ഭാഗികമർദം എന്തായിരിക്കും ? (400° C ൽ $K_p = 10.1$)

7.32 താഴെപ്പറയുന്ന പ്രവർത്തനങ്ങളിൽ അഭികാരകങ്ങളുടെയും ഉൽപന്നങ്ങളുടെയും മെച്ചപ്പെട്ട ഗാഢത ഏതിലൊക്കെയാണെന്ന് പ്രവചിക്കുക.

a) $Cl_2(g) \rightleftharpoons 2Cl(g) \qquad K_c = 5 \times 10^{-39}$

b) $Cl_2(g) + 2NO(g) \rightleftharpoons 2NOCl(g) \qquad K_c = 3.7 \times 10^{8}$

c) $Cl_2(g) + 2NO_2(g) \rightleftharpoons 2NO_2Cl(g) \qquad K_c = 1.8$

7.33 $3O_2(g) \rightleftharpoons 2O_3(g)$ എന്ന പ്രവർത്തനത്തിന്റെ K_c യുടെ മൂല്യം 25°C ൽ 2.0×10^{-50} ആണ്. 25°C ൽ വായുവിലുള്ള O_2 ന്റെ സന്തുലിത ഗാഢത 1.6×10^{-2} ആണെങ്കിൽ O_3 യുടെ ഗാഢത എന്താണ്?

7.34 $CO(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons CH_4(g) + H_2O(g)$ എന്ന പ്രവർത്തനം 1300 K ൽ ഒരു ലിറ്റർ ഫ്ലാസ്കിൽ സന്തുലനത്തിലാണ്. ഇതിൽ 0.30 മോൾ CO, 0.10, മോൾ H_2, 0.02 മോൾ H_2O, അറിയാത്ത അളവിലുള്ള CH_4 ഉം ഫ്ലാസ്കിൽ അടങ്ങിയിരിക്കുന്നു. മിശ്രിതത്തിലുള്ള CH_4 ന്റെ ഗാഢത കണ്ടെത്തുക. പ്രവർത്തനത്തിന്റെ പ്രസ്തുത താപനിലയിലുള്ള സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം K_c , 3.90 ആണ്.

7.35 സംയുഗ്മി-അമ്ല-ക്ഷാരജോഡി എന്നാൽ എന്ത്? താഴെപ്പറയുന്ന വസ്തുക്കളുടെ സംയുഗ്മി ആസിഡ്/ക്ഷാരം കണ്ടെത്തുക?

HNO_2, CN^-, $HClO_4$, F^-, OH^-, CO_3^{2-} and S^{2-}

7.36 ചുവടെ കൊടുത്തിരിക്കുന്നവയിൽ ലൂയിസ് അമ്ലങ്ങളേതെല്ലാം ?

H_2O, BF_3, H^+, and NH_4^+

7.37 HF, H_2SO_4 and HCO_3^- തുടങ്ങിയ ബ്രോൺസ്റ്റഡ് അമ്ലങ്ങളുടെ സംയുഗ്മിക്ഷാരങ്ങൾ ഏതൊക്കെയാണ്?

7.38 NH_2^-, NH_3 and $HCOO^-$ തുടങ്ങിയ ബ്രോൺസ്റ്റഡ് ക്ഷാരങ്ങളുടെ സംയുഗ്മിഅമ്ലങ്ങൾ എഴുതുക.

7.39 H_2O, HCO_3^-, HSO_4^-, NH_3 ഇവയ്ക്ക് ബ്രോൺസ്റ്റഡ് അമ്ലങ്ങളായും ക്ഷാരങ്ങളായും പ്രവർത്തിക്കാൻ കഴിയും. ഓരോന്നിന്റെയും തത്തുല്യ സംയുഗ്മി അമ്ലവും ക്ഷാരവും രേഖപ്പെടുത്തുക.

7.40 താഴെപ്പറയുന്നവയെ ലൂയിസ് അമ്ലങ്ങളായും ലൂയിസ് ക്ഷാരങ്ങളായും വർഗീകരിക്കുകയും എങ്ങനെ ഇവ ലൂയിസ് ആസിഡ്/ക്ഷാരം ആയി പ്രവർത്തിക്കുന്നു എന്ന് കാണിക്കുകയും ചെയ്യുക. (a) OH^- (b) F^- (c) H^+ (d) BCl_3 .

7.41 ലഘു പാനീയത്തിന്റെ ഒരു സാമ്പിളിലുള്ള ഹൈഡ്രജൻ അയോൺഗാഢത 3.8×10^{-3} M ആണ്. ഇതിന്റെ pH എന്താണ്?

7.42 വിനാഗിരിയുടെ ഒരു സാമ്പിളിന്റെ pH 3.76 ആണ്. അതിന്റെ ഹൈഡ്രജൻ അയോൺഗാഢത കണക്കാക്കുക.

7.43 298K ൽ HF, HCOOH, HCN ഇവയുടെ അയോണീകരണ സ്ഥിരാങ്കം യഥാക്രമം 6.8×10^{-4}, 1.8×10^{-4}, 4.8×10^{-9} ഇവയാണ്. ഇവയുടെ സംയുഗ്മി ക്ഷാരത്തിന്റെ അയോണീകരണ സ്ഥിരാങ്കങ്ങൾ കണക്കാക്കുക.

7.44 ഫിനോളിന്റെ അയോണീകരണ സ്ഥിരാങ്കം 1.0×10^{-10} ആണ്. 0.05M ഫിനോൾ ലായനിയിലെ ഫിനോലേറ്റ് അയോണിന്റെ ഗാഢത എന്താണ്? ലായനിയിൽ 0.01 മോളാർ സോഡിയം ഫിനോലേറ്റ് ഉണ്ടെങ്കിൽ അതിന്റെ അയോണീകരണ തോത് എത്ര?

7.45 H_2S ന്റെ ഒന്നാം അയോണീകരണ സ്ഥിരാങ്കം 9.1×10^{-8} ആണ്. 0.1 മോളാർ ലായനിയിലെ HS^- അയോണിന്റെ ഗാഢത കണക്കാക്കുക. ലായനിയിൽ 0.1M HCl കൂടി ഉണ്ടെങ്കിൽ HS^- ന്റെ ഗാഢതയെ എങ്ങനെ സ്വാധീനിക്കും? H_2S ന്റെ രണ്ടാം അയോണീകരണ സ്ഥിരാങ്കം 2×10^{-13} ആണെങ്കിൽ S^{2-} ന്റെ ഗാഢത രണ്ട് സാഹചര്യങ്ങളിലും കണ്ടെത്തുക.

7.46 അസെറ്റിക് ആസിഡിന്റെ അയോണീകരണ സ്ഥിരാങ്കം 1.74×10^{-5} ആണ്. 0.05M ലായനിയിലുള്ള അസെറ്റിക് ആസിഡിന്റെ വിഘടനത്തോത് കണക്കാക്കുക. ലായനിയിലുള്ള അസെറ്റേറ്റ് അയോണിന്റെ ഗാഢതയും pH ഉം കണക്കാക്കുക.

7.47 ഒരു ഓർഗാനിക് ആസിഡിന്റെ 0.01 മോളാർലായനിയുടെ pH 4.15 ആണെന്ന് കണ്ടെത്തി. ആനയോണിന്റെ ഗാഢത, അമ്ലത്തിന്റെ അയോണീകരണസ്ഥിരാങ്കം, അതിന്റെ pK_a എന്നിവ കണ്ടെത്തുക.

7.48 പൂർണമായ വിഘടനം കണക്കാക്കിയാൽ താഴെപ്പറയുന്ന ലായനികളുടെ pH കണക്കാക്കുക.

(a) 0.003 M HCl (b) 0.005 M NaOH (c) 0.002 M HBr (d) 0.002 M KOH

7.49 താഴെകൊടുത്തിരിക്കുന്ന ലായനികളുടെ pH കണക്കാക്കുക.

a) 2 g TlOH വെള്ളത്തിൽ ലയിപ്പിച്ച 2 ലിറ്റർ ലായനി

b) 0.3 g $Ca(OH)_2$ വെള്ളത്തിൽ ലയിപ്പിച്ച 500mL ലായനി

c) 0.3 g NaOH വെള്ളത്തിൽ ലയിപ്പിച്ച 200mL ലായനി

d) 1mL 13.6 M HCl വെള്ളവുമായി ലയിപ്പിച്ച 1L ലായനി

7.50 0.1M ബ്രോമോ അസെറ്റിക് ആസിഡ് ലായനിയുടെ അയോണീകരണത്തോത് 0.132 ആണ്. ലായനിയുടെ pH ഉം ബ്രോമോ അസെറ്റിക് ആസിഡിന്റെ pK_a യും കണ്ടെത്തുക.

7.51 0.005M കൊഡീൻ ($C_{18}H_{21}NO_3$) ലായനിയുടെ pH 9.95 ആണ്. അതിന്റെ അയോണീകരണ സ്ഥിരാങ്കവും pK_b യും കണക്കാക്കുക?

7.52 0.001M അനിലിൻ ലായനിയുടെ pH എന്താണ്? അനിലിന്റെ അയോണീകരണ സ്ഥിരാങ്കം പട്ടിക 7.7 ൽ നിന്ന് എടുക്കാൻ കഴിയും. ലായനിയിലുള്ള അനിലിന്റെ അയോണീകരണ തോത് കണക്കാക്കുക. അനിലിന്റെ സംയുഗ്മി അമ്ലത്തിന്റെ അയോണീകരണ സ്ഥിരാങ്കം കൂടി കണ്ടെത്തുക.

7.53 0.05M അസെറ്റിക് ആസിഡിന്റെ pK_a മൂല്യം 4.74 ആണെങ്കിൽ അതിന്റെ അയോണീകരണ തോത് കണ്ടെത്തുക. ലായനിയിൽ (a) 0.01M HCl (b) 0.1M HCl അടങ്ങിയിട്ടുണ്ടെങ്കിൽ വിഘടന തോതിനെ അതെങ്ങനെ സ്വാധീനിക്കും.

7.54 ഡൈമീഥൈൽ അമീന്റെ അയോണീകരണസ്ഥിരാങ്കം 5.4×10^{-4} ആണ്. 0.02M ലായനിയുടെ അയോണീകരണത്തോത് കണക്കാക്കുക. ലായനിയിൽ 0.01M NaOH ഉണ്ടെങ്കിൽ എത്ര ശതമാനം ഡൈമീഥൈൽ അമീൻ അയോണീകരണം നടത്തിയെന്ന് കണ്ടെത്തുക?

7.55 താഴെപ്പറയുന്ന ജൈവദ്രവങ്ങളിൽ അടങ്ങിയിരിക്കുന്ന ഹൈഡ്രജൻ അയോൺ ഗാഢത കണ്ടെത്തുക. അവയുടെ pH താഴെ തന്നിരിക്കുന്നു.

(a) മനുഷ്യപേശീദ്രവം, 6.83 (b) മനുഷ്യ ആമാശയരസം, 1.2

(c) മനുഷ്യരക്തം, 7.38 (d) മനുഷ്യ ഉമിനീര്, 6.4

7.56 പാൽ, കട്ടൻകാപ്പി, തക്കാളിനീര്, നാരങ്ങാനീര്, മുട്ടയുടെ വെള്ള ഇവയുടെ pH യഥാക്രമം 6.8, 5.0, 4.2, 2.2, 7.8 ആണ്. ഓരോന്നിന്റെയും തത്തുല്യ ഹൈഡ്രജൻഅയോണിന്റെ ഗാഢത കണക്കാക്കുക.

7.57 298K ൽ 0.561g KOH ജലത്തിൽ ലയിപ്പിച്ച് 200mL ലായനി ഉണ്ടാക്കുന്നു. പൊട്ടാസ്യം, ഹൈഡ്രജൻ, ഹൈഡ്രോക്സിൽഅയോൺ ഇവയുടെ ഗാഢത കണ്ടെത്തുക. ഇതിന്റെ pH എന്താണ്?

7.58 298K ൽ $Sr(OH)_2$ ന്റെ ലേയത്വം ഒരു ലിറ്റർ ലായനിയിൽ 19.23 g/L ആണ്. സ്ട്രോൺഷിയം, ഹൈഡ്രോക്സിൽ എന്നീ അയോണുകളുടെ ഗാഢതയും ലായനിയുടെ pH ഉം കണ്ടെത്തുക.

7.59 പ്രൊപ്പനോയിക് ആസിഡിന്റെ അയോണീകരണസ്ഥിരാങ്കം 1.32×10^{-5} ആണ്. 0.05M ലായനിയിലുള്ള അമ്ലത്തിന്റെ അയോണീകരണത്തോതും pH ഉം കണക്കാക്കുക. 0.01M HCl അടങ്ങിയ ഈ ലായനിയുടെ അയോണീകരണത്തോത് എന്താണ്?

7.60 0.01M സയനിക് ആസിഡിന്റെ (HCNO) pH 2.34 ആണ്. അമ്ലത്തിന്റെ അയോണീകരണസ്ഥിരാങ്കവും ലായനിയിലുള്ള അയോണീകരണ തോതും കണ്ടെത്തുക.

7.61 നൈട്രസ് ആസിഡിന്റെ അയോണീകരണസ്ഥിരാങ്കം 4.5×10^{-4} ആണ്. 0.04M സോഡിയം നൈട്രേറ്റ് ലായനിയുടെ pH ഉം ജലവിശ്ലേഷണത്തോതും കണക്കാക്കുക.

7.62 0.02M പിരിഡിനിയം ഹൈഡ്രോക്ലോറൈഡിന്റെ pH=3.44. പിരിഡിന്റെ അയോണീകരണ സ്ഥിരാങ്കം കണക്കാക്കുക.

7.63 താഴെ പറയുന്ന ലവണങ്ങളുടെ ലായനികൾ ന്യൂട്രൽ, ആസിഡ് അല്ലെങ്കിൽ ക്ഷാരം, ഇവയിലേതാണ് എന്ന് പ്രവചിക്കുക

NaCl, KBr, NaCN, NH_4NO_3, $NaNO_2$, KF

7.64 ക്ലോറോ അസെറ്റിക് ആസിഡിന്റെ അയോണീകരണസ്ഥിരാങ്കം 1.35×10^{-3} ആണ്. 0.1M ആസിഡിന്റെയും അതിന്റെ 0.01M സോഡിയം ലവണലായനിയുടെയും pH എന്തായിരിക്കും.

7.65 310K ൽ ജലത്തിന്റെ അയോണികഗുണനഫലം 2.7×10^{-14} ആണ്. ഈ താപനിലയിൽ ന്യൂട്രൽ ജലത്തിന്റെ pH എത്രയാണ്.

7.66 താഴെ തന്നിരിക്കുന്ന മിശ്രിതങ്ങളുടെ pH കണക്കാക്കുക

a) 10 mL 0.2M $Ca(OH)_2$ + 25 mL 0.1M HCl

b) 10 mL 0.01M H_2SO_4 + 10 mL 0.01M $Ca(OH)_2$

c) 10 mL 0.1M H_2SO_4 + 10 mL 0.1M KOH

7.67 പട്ടിക 7.9 ൽ തന്നിട്ടുള്ള ലേയത്വ ഗുണനഫല സ്ഥിരാങ്കങ്ങളിൽ നിന്ന് സിൽവർ ക്രോമേറ്റ്, ബേരിയം ക്രോമേറ്റ്, ഫെറിക് ഹൈഡ്രോക്സൈഡ്, ലെഡ് ക്ലോറൈഡ്, മെർക്കുറസ് അയോഡൈഡ് എന്നിവയുടെ 298K ലുള്ള ലേയത്വങ്ങൾ കണ്ടെത്തുക. ഓരോ പ്രത്യേക അയോണുകളുടെയും മൊളാരിറ്റികൾ കൂടി കണ്ടെത്തുക.

7.68 Ag_2CrO_4, AgBr എന്നിവയുടെ ലേയത്വഗുണനഫല സ്ഥിരാങ്കങ്ങൾ യഥാക്രമം 1.1×10^{-12}, 5.0×10^{-13} എന്നിവ ആണ്. ഇവയുടെ പൂരിത ലായനികളുടെ മൊളാരിറ്റികളുടെ അനുപാതം കണ്ടെത്തുക.

7.69 തുല്യ വ്യാപ്തം 0.002M സോഡിയം അയോഡേറ്റ്, കുപ്രിക് ക്ലോറേറ്റ് ലായനികൾ തമ്മിൽ ചേർത്തു. ഇത് കോപ്പർ അയോഡേറ്റിന്റെ അവക്ഷിപ്തപ്പെടലിലേക്ക് നയിക്കുമോ? (കുപ്രിക് അയോഡേറ്റിന്റെ $K_{sp} = 7.4 \times 10^{-8}$)

7.70 ബെൻസോയിക് ആസിഡിന്റെ അയോണീകരണ സ്ഥിരാങ്കം 6.46×10^{-5}, സിൽവർ ബെൻസോയേറ്റിന്റെ $K_{sp} = 2.5 \times 10^{-13}$ ആണ്. ശുദ്ധജലത്തിലുള്ള ലേയത്വവുമായി താരതമ്യം ചെയ്യുമ്പോൾ pH 3.9 ഉള്ള ഒരു ബഫറിൽ സിൽവർ ബെൻസോയേറ്റ് എത്ര മടങ്ങ് അധികം ലയിക്കുന്നതാണ്?

7.71 തുല്യവ്യാപ്തത്തിൽ ചേർക്കുമ്പോൾ അയൺ സൾഫൈഡിന്റെ അവക്ഷിപ്തപ്പെടൽ തടഞ്ഞിരിക്കണമെങ്കിൽ പരമാവധി എത്ര ഗാഢതയിലുള്ള തുല്യ മോളാർ ഫെറസ് സൾഫേറ്റ്, സോഡിയം സൾഫൈഡ് ലായനികൾ എടുക്കേണ്ടതാണ്. (അയൺ സൾഫൈഡിന്റെ $K_{sp} = 6.3 \times 10^{-18}$)

7.72 298K ൽ ഒരു ഗ്രാം കാൽസ്യം സൾഫേറ്റ് ലയിപ്പിക്കുവാൻ ഏറ്റവും കുറഞ്ഞത് എത്ര വ്യാപ്തം ജലം എടുക്കണം? (കാൽസ്യം സൾഫേറ്റിന്റെ K_{sp} 9.1×10^{-6})

7.73 ഹൈഡ്രജൻ സൾഫൈഡ് കൊണ്ട് പൂരിതമായ 0.1M HCl ലായനിയിലെ സൾഫൈഡ് അയോൺ ഗാഢത 1.0×10^{-19} M ആണ്. ഇതിൽ നിന്ന് 10mL വീതം $FeSO_4$, $MnCl_2$, $ZnCl_2$, $CdCl_2$ എന്നിവയുടെ 5mL 0.04M ലായനിയിൽ ചേർത്താൽ ഇവയിൽ ഏതിലായിരിക്കും അവക്ഷിപ്തപ്പെടൽ നടക്കുക?

പദസൂചിക

Absolute temperature	-	കേവലതാപനില
Absolute zero	-	കേവലപൂജ്യം (ഏറ്റവും താഴ്ന്ന താപനില)
Absorption of radiation	-	വികിരണ ആഗിരണം
Absorption spectra	-	ആഗിരണ വർണരാജികൾ
Absorption spectrum	-	ആഗിരണ വർണരാജി
Absorption	-	ആഗിരണം
Acceptor atom	-	സ്വീകാരി അണു/ഗ്രാഹി അണു
Acid base equilibrium	-	അമ്ല-ക്ഷാരസംതുലനം
Acid base indicator	-	അമ്ല-ക്ഷാരസൂചകം
Acid -base pair	-	അമ്ലക്ഷാര ജോടി
Acid radical	-	അമ്ലറാഡിക്കൽ
Acid	-	അമ്ലം
Acidic oxides	-	അമ്ല ഓക്സൈഡുകൾ
Acidify	-	അമ്ലീകരിക്കുക
Acidity	-	അമ്ലത്വം
Alpha - particle	-	ആൽഫാകണം
Alpha - ray scattering experiment	-	ആൽഫാകിരണവിസരണ പരീക്ഷണം
Alpha helix	-	ആൽഫാ കുണ്ഡലിനി
Amplitude	-	ആയതി
Analytical chemistry	-	വിശ്ലേഷണരസതന്ത്രം
Analytical reagent	-	വിശ്ലേഷണപരീക്ഷകം
Angle of incidence	-	പതനകോൺ
Angle of reflection	-	പ്രതിപതനകോൺ
Angular function	-	കോണീയഫലനം
Anion	-	ഋണ അയോൺ
Anode glow	-	ആനോഡ്ദീപ്തി
Anode	-	ആനോഡ്/ധനധ്രുവം
Anodic spot	-	ധനധ്രുവബിന്ദു
Antibonding molecular orbital	-	പ്രതിബന്ധന തന്മാത്രാകക്ഷകം
Antibonding orbital	-	പ്രതിബന്ധിതകക്ഷകം
Apparatus	-	ഉപകരണം
Applied chemistry	-	പ്രായോഗികരസതന്ത്രം
Aqueous solution	-	ജലീയലായനി
Atom	-	അണു/ആറ്റം
Atomic absorption spectroscopy	-	ആണവാഗിരണ ദർശിമാപിനി
Atomic emission	-	ആണവോൽസർജനം
Atomic lattice	-	ആണവജാലിക
Atomic mass unit	-	ആണവപിണ്ഡ ഏകകം
Atomic mass	-	ആണവപിണ്ഡം
Atomic models	-	ആണവമാതൃകകൾ
Atomic number	-	ആണവസംഖ്യ

Atomic orbitals	-	ആണവകക്ഷകങ്ങൾ
Atomic orbits	-	അറ്റോമികഷെല്ലുകൾ/അറ്റോമികകക്ഷകങ്ങൾ
Atomic radius	-	ആണവ ആരം
Atomic stability	-	ആണവസ്ഥിരത
Atomic structure	-	ആണവഘടന
Atomic theory	-	അറ്റോമികസിദ്ധാന്തം
Atomicity	-	ആണവികത
Atomization	-	അറ്റോമീകരണം/അണുവത്ക്കരണം
Attractive force	-	ആകർഷണബലം
Average atomic mass	-	ശരാശരി ആണവപിണ്ഡം
Average bond enthalpy	-	ശരാശരി ബന്ധന എൻഥാൽപി
Avogadro constant	-	അവഗാഡ്രോസ്ഥിരാങ്കം
Avogadro number	-	അവഗാഡ്രോസംഖ്യ
Avogadro's law	-	അവഗാഡ്രോനിയമം
Axial bond pairs	-	അക്ഷീയബന്ധന ജോടികൾ
Axial bond	-	അക്ഷീയബന്ധനം
Axis of orbit	-	പരിക്രമണാക്ഷം
Axis of rotation	-	ഭ്രമണാക്ഷം
Azimuthal quantum number	-	അസിമുഥൽ ക്വാണ്ടംസംഖ്യ
Back ground radiation	-	പശ്ചാത്തലവികിരണം
Backward reaction	-	പശ്ചാത്പ്രതിപ്രവർത്തനം
Balanced chemical equation	-	സമീകൃത രാസസമവാക്യം
Ball and stick model	-	ബോൾസ്റ്റിക്മാതൃക
Balmer series	-	ബാമർശ്രേണി
Barometer	-	അന്തരീക്ഷമർദ്ദമാപിനി
Bases	-	ക്ഷാരങ്ങൾ
Basicity	-	ക്ഷാരത
Battery	-	ബാറ്ററി/വൈദ്യുതിനിർമാണസഞ്ചിക
Binding energy	-	ബന്ധന ഊർജം
Bio chemistry	-	ജീവരസതന്ത്രം
Biodegradable	-	ജൈവദ്രവണവിധേയം
Biotechnology	-	ജൈവസാങ്കേതികവിദ്യ
Bipolar	-	ദ്വിധ്രുവീയം
Bipyramid	-	ദ്വിപിരമിഡ്
Bivalent	-	ദ്വിസംയോജകം
Black body radiation	-	ബ്ലാക്ക്ബോഡി വികിരണം/ശ്യാമവസ്തുവികിരണം
Bohr model	-	ബോർമാതൃക
Bohr orbit	-	ബോർപഥം
Boling point	-	തിളനില
Boltzmann constant	-	ബോൾട്സ്മാൻ സ്ഥിരാങ്കം
Boltzmann statistics	-	ബോൾട്സ്മാൻ സാംഖ്യികം
Bomb calorimeter	-	ബോംബ് കലോറിമാപിനി
Bond angle	-	ബന്ധനകോൺ
Bond dissociation enthalpy	-	ബന്ധവിഘടന എൻഥാൽപി

Bond length - ബന്ധനദൈർഘ്യം
Bond line structural formula - ബന്ധനരേഖാ ഘടനാസൂത്രവാക്യം
Bond order - ബന്ധനക്രമം
Bond parameter - ബന്ധനപ്രാചലം
Bonding molecular orbital - ബന്ധനതന്മാത്രാകക്ഷീയം
Bonding pair - ബന്ധനജോടി
Boundary surface - അതിർത്തിപ്രതലം
Boyle temperature - ബോയിൽതാപനില
Boyle's law - ബോയിൽനിയമം
Brackett series - ബ്രാക്കറ്റ്ശ്രേണി
Bronsted -lowery acid - ബ്രോൺസ്റ്റഡ് ലൗറി അമ്ലം
Bronsted- lowery base - ബ്രോൺസ്റ്റഡ് ലൗറിക്ഷാരം
By-product - ഉപോൽപ്പന്നം
Calorific value - കലോറികമൂല്യം/താപജനകമൂല്യം
Calorimetry - കലോറിമിതി
Canal rays - കനാൽക്കിരണങ്ങൾ(പോസിറ്റീവ് കിരണങ്ങൾ)
Cathode ray discharge tubes - കാഥോഡ്/കാഥോഡ് കിരണ വിസർജനനാളികൾ
Cathode - ഋണധ്രുവം/കാഥോഡ്
Cation - കാറ്റയോൺ, ധന അയോൺ
Cell potential - സെൽ പൊട്ടൻഷ്യൽ
Central atom - കേന്ദ്ര ആറ്റം
Charles law - ചാൾസ്നിയമം
Chemical bond - രാസബന്ധം
Chemical equations - രാസസമവാക്യങ്ങൾ
Chemical formula - രാസസൂത്രം
Chemical name - രാസനാമം
Chemical nature - രാസസ്വഭാവം
Chemical properties - രാസഗുണങ്ങൾ
Chemical reactions - രാസപ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങൾ
Chemical reactivity - രാസപ്രതിക്രിയാശീലത
Chemicals - രാസവസ്തുക്കൾ
Chemiluminescence - കെമിലൂമിനസെൻസ്/രാസസംദീപ്തി
Circular orbits - വർത്തുളപഥങ്ങൾ
Classification of elements - മൂലകവർഗീകരണം
Closed system - സംവൃതവ്യൂഹം
Collision frequency - സംഘട്ടനാവൃത്തി
Coloumbic forces - കൂളോം ബലങ്ങൾ
Combined state - സംയുക്താവസ്ഥ
Combustible - കത്തുന്ന, ജ്വലിക്കുന്ന
Combustion - ജ്വലനം/കത്തൽ
Common ion effect - പൊതുഅയോൺ പ്രഭാവം/ ഉഭയസാധാരണ അയോൺ പ്രഭാവം
Complete structural formula - പൂർണഘടനാസൂത്രം
Complex atom - സങ്കീർണകണിക

Component	-	ഘടകം
Compound	-	സംയുക്തം
Compressibility factor	-	സമ്മർദ്ദക്ഷമതാഘടകം
Compression of gas	-	വാതകസമ്മർദ്ദനം
Concentrated	-	സാന്ദ്രീകൃതം/ഗാഢം
Concentration	-	ഗാഢത/സാന്ദ്രത
Concentric	-	ഏകകേന്ദ്രകം
Condensation	-	സാന്ദ്രീകരണം/ഘനീഭവിപ്പിക്കൽ/കട്ടിയാക്കൽ
Conduction	-	ചാലനം
Conductivity	-	ചാലകത
Conductor	-	ചാലകം
Configuration	-	വിന്യാസം
Constituent particles	-	ഘടകകണങ്ങൾ
Critical constant	-	നിർണായകസ്ഥിരാങ്കം
Critical mass	-	നിർണായകപിണ്ഡം
Critical pressure (Pc)	-	ക്രിട്ടിക്കൽ മർദ്ദം, നിർണായകമർദ്ദം
Critical temperature	-	ക്രിട്ടിക്കൽ താപനില/നിർണായകതാപനില
Critical volume (Vc)	-	ക്രിട്ടിക്കൽ വ്യാപ്തം, നിർണായകവ്യാപ്തം
Dalton's law of partial pressures	-	ഡാൾട്ടൺ ആംശിക മർദ്ദനിയമം
Data analysis	-	ദത്തവിശ്ലേഷണം
d-bolck	-	d-ബ്ലോക്ക്/d-ഖണ്ഡം
Decompose	-	വിഘടിക്കുക, ശിഥിലമാകുക
Decomposition reaction	-	വിഘടനപ്രതിപ്രവർത്തനം
Decomposition	-	വിഘടനം
Deflection	-	വ്യതിചലനം, വ്യതിയാനം
Degeneracy	-	സമഊർജത, അപഭ്രഷ്ടത
Degradable substances	-	വിഘടനസ്വഭാവമുള്ള പദാർഥങ്ങൾ
Delocalization	-	അപസ്ഥാനീകരണം
Delocalized orbital	-	അപസ്ഥാനിതകക്ഷീയം
Density	-	സാന്ദ്രത
Depolarised	-	അപധ്രുവിതം
Diagonal relationship	-	വികർണബന്ധം
Diamagnetic	-	ഡയാ മാഗ്നറ്റിക്/പ്രതികാന്തികം
Dibasic	-	ദ്വിബേസികം
Dielectric constant	-	ഡൈ ഇലക്ട്രിക് സ്ഥിരാങ്കം
Diffraction	-	വിഭംഗനം
Diffusion	-	വ്യാപനം / അന്തർവ്യാപനം
Dilute solutions	-	നേർപ്പിച്ച ലായനികൾ
Dilution	-	നേർപ്പിക്കൽ
Dimensional analysis	-	പരിമാണവിശകലനം
Dimerisation	-	ജോടി ചേർക്കൽ
Dipole moment	-	ദ്വിധ്രുവ ആഘൂർണം (moment)
Dipole-dipole forces	-	ദ്വിധ്രുവ-ദ്വിധ്രുവ ബലങ്ങൾ
Dipole-dipole interaction	-	ദ്വിധ്രുവ-ദ്വിധ്രുവ അന്യോന്യക്രിയ

Dipole-induced dipole forces - ദ്വിധ്രുവ-പ്രേരിതദ്വിധ്രുവ ബലങ്ങൾ
Directional properties of bonds - ബന്ധനങ്ങളുടെ ദിശാഗുണങ്ങൾ
Dissociation constant - വിഘടനസ്ഥിരാങ്കം
Dobereiner's Triads - ഡൊബെറൈനറുടെ ത്രികങ്ങൾ
Domain - മണ്ഡലം
Doping - ഡോപിങ്
Dot structure - ബിന്ദുഘടന
Double bond - ദ്വിബന്ധനം
Double displacement reaction - പരസ്പരാദേശ രാസപ്രവർത്തനങ്ങൾ
Dual behaviour - ദ്വന്ദസ്വഭാവം
Dual character - ദ്വന്ദലക്ഷണം, ദ്വന്ദസ്വഭാവം
Ductile - വലിച്ചുനീട്ടത്തക്ക
Ductility - വലിച്ചുനീട്ടപ്പെടാനുള്ള കഴിവ്, തന്യത
Dynamic equilibrium - ഗതീയസന്തുലനം/ചലനാത്മകസന്തുലനം
Effective nuclear charge - സഫലമായ ആണവാകരണം
Effervescence - കുമിളനം
Efflorescence - ഉത്ഫുല്ലനം/വിടരൽ
Effusion - നിസ്സരണം / പ്രവാഹം
Eigen function - അഭിലക്ഷണികഫലനം
Electric cell - വൈദ്യുതസെൽ
Electric circuit - വൈദ്യുത സെർക്കീട്ട്/വൈദ്യുതപരിപഥം
Electrode potential - ഇലക്ട്രോഡ് സ്ഥിതികം
Electrode - ഇലക്ട്രോഡ്
Electrolysis - വൈദ്യുതവിശ്ലേഷണം
Electron gain enthalpy - ഇലക്ട്രോൺ ആർജിത എൻഥാൽപി/ഇലക്ട്രോൺ നേടിയ എൻഥാൽപി
Electronegativity - ഇലക്ട്രോനെഗറ്റിവത(ഇലക്ട്രോൺ ഋണത)
Electronic configuration - ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം
Electronic theory - ഇലക്ട്രോണികസിദ്ധാന്തം
Electrovalence - വൈദ്യുതസംയോജകത
Electrovalent bond - വൈദ്യുതസംയോജകബന്ധം
Element - മൂലകം
Eletro negative elements - വിദ്യുത് ഋണമൂലകങ്ങൾ
Emission energy - പുറന്തള്ളപ്പെട്ട ഊർജം
Emission spectrum - പുറന്തള്ളപ്പെട്ട കിരണാവലി
Endothermic reactions - താപാഗിരണരാസപ്രവർത്തനങ്ങൾ
Energy barrier - ഊർജപ്രതിബന്ധം
Energy - ഊർജം
Enthalpy of atomization - അറ്റോമീകരണ എൻഥാൽപി
Enthalpy of combustion - ജ്വലന എൻഥാൽപി
Enthalpy of formation - രൂപീകരണ എൻഥാൽപി
Enthalpy of reaction - പ്രതിപ്രവർത്തന എൻഥാൽപി
Enthalpy of solution - ലയന എൻഥാൽപി
Enthalpy - എൻഥാൽപി

Entropy	-	എൻട്രോപ്പി/ക്രമരാഹിത്യത്തിന്റെ അളവ്
Environment	-	പരിസ്ഥിതി
Eqilibrium constant	-	സന്തുലനസ്ഥിരാങ്കം
Equatorial bond pairs	-	നിരക്ഷരേഖീയ ബന്ധനജോഡികൾ
Equilibrium	-	സന്തുലനം
Equilibrium equation	-	സന്തുലനസമവാക്യം
Equilibrium mixture	-	സന്തുലനമിശ്രിതം
Equilibrium state	-	സന്തുലിതാവസ്ഥ
Equilibrium vapour pressure	-	സന്തുലിത ബാഷ്പമർദ്ദം
Evaporation	-	ബാഷ്പീകരണം
Excited state	-	ഉത്തേജിതാവസ്ഥ
Exothermic reactions	-	താപമോചകപ്രവർത്തനങ്ങൾ/ചൂട് പുറത്തള്ളൽ പ്രവർത്തനങ്ങൾ
Extensive property	-	പരിമാണാശ്രിത ഗുണധർമം/മൊത്തഗുണധർമം
Extent of reaction	-	പ്രക്രിയവ്യാപ്തി
f-block	-	f-ബ്ലോക്ക്/f-ഖണ്ഡം
Ferrimagnetic	-	ഫെറി മാഗ്നറ്റിക്/ഫെറികാന്തികം
Ferromagnetic	-	ഫെറോ മാഗ്നറ്റിക്/ഫെറോകാന്തികം
Fission	-	വിഭജനം
Fluid friction	-	ദ്രവഘർഷണം
Fluidity	-	തരളത/ദ്രവാവസ്ഥ
Fluids	-	ദ്രവങ്ങൾ
Fluorescent	-	പ്രതിദീപ്തി /പ്രതിദ്യുതി
Food preservative	-	ഭക്ഷ്യസംരക്ഷണവസ്തുക്കൾ
Formal charge	-	നിയതചാർജ്
Formula mass	-	സൂത്രപിണ്ഡം
Forward reaction	-	മുന്നോട്ടുള്ള പ്രവർത്തനം (പുരോഗാമിപ്രവർത്തനം)
Free electrons	-	സ്വതന്ത്ര ഇലക്ട്രോണുകൾ
Free expansion	-	സ്വതന്ത്രവികാസം
Freezing of water	-	ജലം ഘനീഭവിക്കൽ
Freezing point	-	ഖരാങ്കം
Frequency	-	ആവൃത്തി
Friction	-	ഘർഷണം/ഉരസൽ
Fusion	-	ഉരുകൽ
Gas laws	-	വാതകനിയമങ്ങൾ
General formula	-	പൊതുസൂത്രവാക്യം
Gram atomic mass	-	ഗ്രാം അണുപിണ്ഡം(ഗ്രാം അറ്റോമികമാസ്)
Gram molecular mass	-	ഗ്രാം തന്മാത്രാപിണ്ഡം (ഗ്രാം തന്മാത്രാമാസ്)
Ground state	-	നിമ്നോർജാവസ്ഥ
Group valence	-	കൂട്ടസംയോജകത
Half filled *p* orbitals	-	പകുതി നിറഞ്ഞ *p* -ഓർബിറ്റലുകൾ
Hess's law of constant heat summation	-	ഹെസ്സിന്റെ സ്ഥിരതാപസങ്കലനസിദ്ധാന്തം
Heteropolar	-	ഭിന്നധ്രുവീയം/വിഷമാംശധ്രുവീയം
Hexagonal	-	ഷഡ്ഭുജീയം/ഷഡ്കോണീയം

Hexagons - ഷഡ്ഭുജങ്ങൾ
Homogeneous equilibrium - ഏകാത്മകസന്തുലനം
Homonuclear diatomic molecule - ഏകകേന്ദ്രിത ദ്വയണുകതന്മാത്ര
Hund's rule of maximum multiplicity - ഹുണ്ടിന്റെ അധികതമ ബഹുലതാനിയമം
Hybrid orbitals - സങ്കര ഓർബിറ്റലുകൾ/സങ്കരകക്ഷീയങ്ങൾ
Hybrid - സങ്കരം
Hybridisation - സങ്കരണം/കൂട്ടിക്കലർത്തൽ
Hydrate formation - ഹൈഡ്രേറ്റ് രൂപപ്പെടൽ
Hydration enthalpy - ജലസംയോജന എന്താൽപി
Hydration - ജലസംയോജനം
Hydrogen bonding - ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനം
Ideal gas equation - ആദർശവാതകസമവാക്യം
Ideal gas - ആദർശവാതകം
Ideal solution - ആദർശലായനി
Indicator - സൂചകം
Inert gases - നിഷ്ക്രിയവാതകങ്ങൾ/അലസവാതകങ്ങൾ
Inertness - അലസത
Inner core - ആന്തരകാതൽ/ഉൾക്കാമ്പ്
Inner transition elements - ആന്തരസംക്രമണമൂലകങ്ങൾ
Inner transition series - ആന്തരസംക്രമണശ്രേണി
Inorganic substances - അജൈവവസ്തുക്കൾ
Inorganic - അകാർബണികം/അജൈവം
Intensive properties - വിശിഷ്ടഗുണങ്ങൾ/അനാഖണ്ഡ ഗുണങ്ങൾ
Inter molecular hydrogen bonding - അന്തർ തന്മാത്രിക ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനം
Interatomic interaction - അന്തരാണവപരസ്പരപ്രവർത്തനം
Intercellular space - അന്തർകോശികസ്ഥലം
Interface - സംഗമസ്ഥലം/ആന്തരപ്രതലം
Interference - വ്യതികരണം
Intermolecular forces - ആന്തരതന്മാത്രാബലങ്ങൾ
Intermolecular hydrogen bond - അന്തർതന്മാത്രാ ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനം
Internal pressure of the system - വ്യൂഹാന്തരമർദ്ദം
Inter-nuclear axis - അന്തഃകേന്ദ്രീയാക്ഷം
Intramolecular hydrogen bond - ആന്തരതന്മാത്രാ ഹൈഡ്രജൻ ബന്ധനം
Intrinsic - സ്വാഭാവികമായ/ആന്തരികമായ
Ionic bonding - അയോണികബന്ധനം
Ionic compounds - അയോണികസംയുക്തങ്ങൾ
Ionic conduction - അയോണികചാലനം
Ionic equation - അയോണികസമവാക്യം
Ionic equilibrium - അയോണികസന്തുലനം
Ionic product of water - ജലത്തിന്റെ അയോണിക ഗുണനഫലം
Ionic radius - അയോണിക ആരം
Ionic size - അയോണികവലുപ്പം / അയോണികപരിമാണം
Ionic solids - അയോണിക ഖരവസ്തുക്കൾ
Ionic solution - അയോണികലായനി

Ionisation enthalpy	-	അയോണീകരണ എൻഥാൽപി
Ionization constant	-	അയോണീകരണ സ്ഥിരാങ്കം
Ionization	-	അയോണീകരണം
Irreversibility	-	ഏകദിശീയത/തിരിച്ചുനടക്കാത്തത്
Irreversible reactions	-	തിരിച്ചുനടക്കാത്ത പ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങൾ/ഏകദിശീയ പ്രതിപ്രവർത്തനങ്ങൾ
Iso thermal expansion	-	സമതാപവികാസം
Iso	-	ഐസോ / സമ
Isobar (atom)	-	ഐസോബാർ/സമഭാരികം
Isochore graph	-	ഐസോകോർ/സമവ്യാപ്തരേഖ
Isolectronic species	-	സമ ഇലക്ട്രോണിക വർഗങ്ങൾ
Isotone	-	സമന്യൂട്രോണികം / ഐസോടോൺ
Isotope	-	സമസ്ഥാനികം / ഐസോടോപ്പ്
Kinetic energy	-	ഗതികോർജം
Kinetic molecular theory	-	ഗതികതന്മാത്രാസിദ്ധാന്തം
Laminar flow	-	പടലിതപ്രവാഹം
Latent heat of fusion	-	ദ്രവീകരണ ലീനതാപം
Latent heat of vaporisation	-	ബാഷ്പീകരണ ലീനതാപം
Latent heat	-	ലീനതാപം
Lattice enthalpy	-	ലാറ്റിസ് എൻഥാൽപി/ജാലിക എൻഥാൽപി
Lattice formation	-	ജാലികരൂപീകരണം
Lattice point	-	ജാലികബിന്ദു
Lattice site	-	ജാലികസ്ഥാനം
Lattice	-	ലാറ്റിസ്, ജാലികം
Law of conservation of energy	-	ഊർജസംരക്ഷണനിയമം
Law of conservation of mass	-	മാസ്സംരക്ഷണനിയമം/ദ്രവ്യസംരക്ഷണനിയമം
Law of definite proportion	-	സ്ഥിരാനുപാതനിയമം/നിശ്ചിതാനുപാതനിയമം
Law of multiple proportion	-	ഭിന്നാനുപാതനിയമം/ഗുണിതാനുപാതനിയമം
Law of octaves	-	അഷ്ടകനിയമം
Law of triads	-	ത്രികനിയമം
Laws of chemical combination	-	രാസസംയോജനനിയമങ്ങൾ
Le Chateliers principle	-	ലെഷാറ്റ്ലിയർ തത്വം
Lewis acids	-	ല്യൂയി ആസിഡുകൾ / ല്യൂയി അമ്ലങ്ങൾ
Limiting reagent	-	നിയന്ത്രകാഭികാരകം
Line emission spectra	-	രേഖാ ഉത്സർജന കിരണാവലികൾ
Line spectrum	-	രേഖാ കിരണാവലി
Linear Combination of Atomic Orbitals (LCAO)	-	ആറ്റോമിക ഓർബിറ്റലുകളുടെ രേഖീയ സംയോജനം
Linear	-	രേഖീയം
Liquefaction	-	ദ്രവീകരണം
Liquefied petroleum	-	ദ്രവീകൃത പെട്രോളിയം
Liquid phase	-	ദ്രാവകപ്രാവസ്ഥ
Liquid-vapour equilibrium	-	ദ്രാവക-വാതക സന്തുലനം, ദ്രാവക-ബാഷ്പ സന്തുലനം
Locants	-	പ്രതിസ്ഥാപകങ്ങൾ
London force	-	ലണ്ടൻ ബലം

Lone pair of electrons - ഏകാന്ത ജോടി ഇലക്ട്രോണുകൾ
Long form - ദീർഘരൂപം
Low concentration - താഴ്ന്ന ഗാഢത
Magnetic effect of electric current - വൈദ്യുതപ്രവാഹത്തിന്റെ കാന്തികപ്രഭാവം
Magnetic effect - കാന്തികപ്രഭാവം
Magnetic force - കാന്തികബലം
Magnetic moment - മാഗ്നറ്റിക് മൊമെന്റ്/കാന്തിക ആക്കം
Magnetic substances - കാന്തികവസ്തുക്കൾ
Magnetic susceptibility - കാന്തികവശ്യത/കാന്തശീലത
Magnetisation - കാന്തവൽക്കരണം
Magnitude - പരിമാണം
Major product - പ്രധാന ഉത്പന്നം
Malleability - തകിടുകളാക്കാനുള്ള കഴിവ്/പത്രണീയത
Malleable iron - തകിടുകളാക്കാവുന്ന ഇരുമ്പ്
Malleable - അടിച്ചു പരത്തപ്പെടാനുള്ള ഗുണം
Mass by volume percentage - വ്യാപ്തഹാര്യപിണ്ഡശതമാനം/വ്യാപ്തം x 100
Mass number - മാസ് നമ്പർ
Mass percentage - മാസ്ശതമാനം
Mass - മാസ്/പിണ്ഡം
Materials - പദാർഥങ്ങൾ
Matter - ദ്രവ്യം
Melting point - ദ്രവണാങ്കം/ഉരുകൽ നില
Mendeleev's periodic law - മെൻഡലിയേഫ് ആവർത്തനനിയമം
Metallic characteristics - ലോഹീയ സവിശേഷതകൾ
Metallic lustre - ലോഹദ്യുതി
Metallic nature - ലോഹീയസ്വഭാവം
Metalloids or semi metals - ഉപലോഹങ്ങൾ
Metric system - മെട്രിക് സമ്പ്രദായം/അളവുതൂക്കസമ്പ്രദായം
Minerals - ധാതുക്കൾ
Mixture - മിശ്രിതം
Mobile electron - ഗതിശീല ഇലക്ട്രോൺ
Modern periodic law - ആധുനിക ആവർത്തനനിയമം
Modern periodic table - ആധുനിക ആവർത്തനപ്പട്ടിക
Molar mass - മോൾ ഭാരം, മോളാർ മാസ്
Molarity - മൊളാരിറ്റി
Mole concept - മോൾസങ്കല്പനം
Mole fraction - മോൾഭിന്നം (അംശം)
Molecular formula - തന്മാത്രാസൂത്രവാക്യം
Molecular geometry - തന്മാത്രാ ജ്യാമിതി
Molecular orbital theory - തന്മാത്രാ കക്ഷീയസിദ്ധാന്തം
Molecular shape - തന്മാത്രാകൃതി
Molecular species - തന്മാത്രാവിഭാഗങ്ങൾ

Momentum	-	ആക്കം
Monobasic	-	ഏകബേസികം
Multimolecular colloid	-	ബഹുത ന്മാത്ര കൊളോയ്ഡ്
Multiple bond	-	ബഹുബന്ധനം
Negative electrode	-	നെഗറ്റീവ് ഇലക്ട്രോഡ്
Negative ion	-	നെഗറ്റീവ് അയോൺ
Negative plates	-	നെഗറ്റീവ് പ്ലേറ്റുകൾ
Negative terminal	-	നെഗറ്റീവ് അഗ്രം/ഋണാഗ്രം
Neutral equilibrium	-	ഉദാസീനതുലനനില
Noble elements	-	ഉത്കൃഷ്ടമൂലകങ്ങൾ
Noble gases	-	ഉത്കൃഷ്ടവാതകങ്ങൾ
Noble metals	-	ഉത്കൃഷ്ടലോഹങ്ങൾ
Nodal surfaces	-	നിഷ്പന്ദതലങ്ങൾ/ നോഡീയപ്രതലങ്ങൾ
Nomenclature	-	നാമകരണരീതി
Non-metals	-	അലോഹങ്ങൾ
Normal boiling point	-	സാധാരണ തിളനില
Normal	-	ലംബം, സാധാരണമായ
Nuclear charge	-	ന്യൂക്ലിയർ ചാർജ്
Nuclear model of atom	-	ആറ്റത്തിന്റെ ന്യൂക്ലിയർ മാതൃക
Nucleus	-	മർമം
Octet electon configuration	-	അഷ്ടക (എട്ട്) ഇലക്ട്രോൺ വിന്യാസം
Octet rule	-	അഷ്ടകനിയമം
Odd-electron molecules	-	ഒറ്റ ഇലക്ട്രോൺ തന്മാത്രകൾ
Oil drop experiment	-	എണ്ണത്തുള്ളി പരീക്ഷണം
Optimum pH	-	അനുകൂലതമ pH
Optimum temperature	-	അനുകൂലതമ താപനില
Orbit	-	ഭ്രമണപഥം/കക്ഷ
Orbital angular momentum	-	ഓർബിറ്റൽ ആംഗുലർ ആക്കം/കക്ഷീയകോണീയ സംവേഗം
Orbital hybridisation	-	ഓർബിറ്റൽ സങ്കരണം/പഥസങ്കരണം/കക്ഷീയസങ്കരണം
Orbital overlap concept	-	ഓർബിറ്റൽ അതിവ്യാപന സങ്കല്പം/കക്ഷീയ അതിവ്യാപന സങ്കല്പം
Orbitals	-	ഓർബിറ്റൽസ്/കക്ഷീയങ്ങൾ
Organic acids	-	കാർബണിക അമ്ലങ്ങൾ
Organic chemistry	-	കാർബണികരസതന്ത്രം
Outermost shell	-	അവസാനത്തെ ഷെൽ/ ബാഹ്യതമ ഷെൽ
Over lapping	-	അതിവ്യാപനം
Oxidation half cell	-	ഓക്സീകരണ അർധസെൽ
Oxidation number method	-	ഓക്സീകരണ സംഖ്യാരീതി
Oxidation number	-	ഓക്സീകരണസംഖ്യ
Oxidation	-	ഓക്സീകരണം
Oxidised	-	ഓക്സീകരിക്കപ്പെട്ട(ഓക്സീകരണത്തിനു വിധേയമായ)
Oxidising agent	-	ഓക്സീകാരി

Paramagnetic behaviour	-	പാരാമാഗ്നറ്റിക് സ്വഭാവം/അനുകാന്തിക സ്വഭാവം
Parameter	-	പരാമീറ്റർ/അതിർഖണ്ഡ പരിധി/പ്രാചലം
Partial pressure	-	ഭാഗികമർദ്ദം
Parts Per Million (PPM)	-	പാർട്ട് പെർ മില്യൻ/പ്രതിദശലക്ഷാംശം
Paulis exclusion principle	-	പൗളി അപവർജനതത്ത്വം
Penetrating power	-	അന്തർഗമനശക്തി/തുളച്ചുകയറാനുള്ള കഴിവ്
Pentagonal bipyramidal	-	പഞ്ചഭുജ ദ്വിസ്തൂപിക
Percentage composition	-	സംയോജകശതമാനം
Perforated	-	സുഷിരങ്ങളുള്ള
Periodic function	-	ക്രമാവർത്തനപ്രവണത, ആവർത്തകഫലനം
Periodic law	-	ക്രമാവർത്തനനിയമം
Periodic table of elements	-	മൂലകങ്ങളുടെ ക്രമാവർത്തനപ്പട്ടിക
Periodic trends	-	ക്രമാവർത്തനപ്രവണത
P^H Value	-	P^H മൂല്യം
Phenomenon	-	പ്രതിഭാസം
Phosphorescent	-	ഇരുട്ടിൽ തിളങ്ങുന്ന/സ്ഫുരദീപ്ത
Photo chemical reactions	-	പ്രകാശരാസപ്രവർത്തനങ്ങൾ
Photo electric cell	-	പ്രകാശവൈദ്യുതസെൽ
Photoelectric effect	-	പ്രകാശവിദ്യുത്പ്രഭാവം
Photosynthesis	-	പ്രകാശസംശ്ലേഷണം
Physical change	-	ഭൗതികമാറ്റം
Physical properties	-	ഭൗതികഗുണങ്ങൾ
Physical quantity	-	ഭൗതികപരിമാണം
Plane polarised light	-	സമതലധ്രുവികേന്ദ്രിതപ്രകാശം
Planetary model	-	ഗ്രഹീയമാതൃക
Plasma state	-	പ്ലാസ്മാവസ്ഥ
Polar compounds	-	ധ്രുവീയസംയുക്തങ്ങൾ
Polar group	-	ധ്രുവീയ ഗ്രൂപ്പ്/ധ്രുവീയവർഗം
Polar molecular solids	-	ധ്രുവീയ തന്മാത്രാഖരങ്ങൾ
Polar nature	-	ധ്രുവീയസ്വഭാവം
Polarised light	-	ഏകധ്രുവീയ പ്രകാശകിരണം
Polarity of bonds	-	ബന്ധനങ്ങളിലെ ധ്രുവത
Polarity	-	ധ്രുവത
Polyacidic bases	-	ബഹു അമ്ലികക്ഷാരങ്ങൾ
Polyatomic ion	-	ബഹു അറ്റോമിക അയോൺ
Polyatomic molecules	-	ബഹു അറ്റോമികതന്മാത്രകൾ
Polybasic acids	-	ബഹുക്ഷാരിക അമ്ലങ്ങൾ
Polyhedra	-	ബഹുഫലകം
Positive plates	-	പോസിറ്റീവ് പ്ലേറ്റുകൾ/ധനഫലകങ്ങൾ
Positive	-	പോസിറ്റീവ് / ധന
Prefix	-	മുൻപ്രത്യയം / ഉപസർഗം
Principal quantum numbers	-	മുഖ്യ ക്വാണ്ടം സംഖ്യകൾ

Proper orientation - ഉചിത അഭിവിന്യാസം/ഉചിത ദിഗ്‌വിന്യാസം
Proportionality constant - അനുപാതസ്ഥിരാങ്കം/ആനുപാതികതാസ്ഥിരാങ്കം
Proton donor - പ്രോട്ടോൺ ദാതാവ്
Pyramidal shape - സ്തൂപികാകൃതി
Pyramidal - പിരമിഡീയം/സ്തൂപികം
Quantitative interpretation - പരിമാണികവിശദീകരണം
Quantitative relationship - പരിമാണാത്മകസംബന്ധം
Quantum mechanical model - ക്വാണ്ടം ബലതന്ത്രമാതൃക
Quantum mechanics - ക്വാണ്ടംബലതന്ത്രം
Quantum numbers - ക്വാണ്ടംസംഖ്യകൾ
Rare earth metals - അപൂർവ ഭൗമമൂലകങ്ങൾ
Reactivity - ക്രിയാശീലത
Reagent - അഭികാരകം
Real gases - യഥാർഥ വാതകങ്ങൾ
Redox couple - റിഡോക്സ് ജോടി/ഓക്സീകരണ-നിരോക്സീകരണ ജോടി
Redox reaction - റിഡോക്സ് രാസപ്രവർത്തനം
Reducing agent - നിരോക്സീകാരി
Reduction - നിരോക്സീകരണം/ അപചയനം
Reduction potential - നിരോക്സീകരണ പൊട്ടൻഷ്യൽ/ അപചയ സ്ഥിതികം
Reference half cell - റഫറൻസ് ഹാഫ് സെൽ/പ്രമാണ അർധസെൽ
Reference standard - പ്രമാണനിലവാരം
Refraction - അപവർത്തനം
Representative elements - പ്രാതിനിധ്യമൂലകങ്ങൾ
Repulsion - വികർഷണം
Resistance - പ്രതിരോധം
Resonance effect - അനുരണനപ്രഭാവം
Resonance energy - അനുരണനോർജം
Resonance hybrid - അനുരണനസങ്കരം
Resonance stabilisation energy - അനുരണനസ്ഥിരീകരണോർജം
Resonance structures - അനുരൂപീകരണഘടനകൾ
Resonance - അനുരണനം
Reverse process - ഉഭയദിശപ്രക്രിയ
Reversible conditions - ഉഭയദിശീയസാഹചര്യങ്ങൾ
Reversible reactions - ഉഭയദിശീയപ്രവർത്തനങ്ങൾ
Semiconductor - അർധചാലകം
Shielding - തടയൽ
Significant figures - പ്രാമാണിക അക്കങ്ങൾ
Single bond - ഏകബന്ധനം
Single covalent bond - ഏക സഹസംയോജകബന്ധം
Solid - vapour equilibrium - ഖര - ബാഷ്പസന്തുലനം
Solid-liquid equilibrium - ഖര-ദ്രാവക സന്തുലനം
Solubility equilibria - ലേയതാസന്തുലനങ്ങൾ

Solubility - ലേയത്വം
Solute - ലീനം
Solution phase - ലായനിപ്രാവസ്ഥ
Solution - ലായനി
Solvation - വിലായകസംയോജനം/ലായകാവരണം
Solvent - ലായകം
Sparingly soluble - പരിമിതമായി ലയിക്കുന്ന/ഭാഗികമായി ലയിക്കുന്ന
Specific heat - വിശിഷ്ടതാപം/നിർദിഷ്ടതാപം
Specificity - വൈശിഷ്ട്യം
Spin angular momentum - സ്പിൻ ആംഗുലർ ആക്കം/ചക്രണകോണീയ ആക്കം
Spin quantum number (ms) - ചക്രണക്വാണ്ടംസംഖ്യ
spin - ചക്രണം
Spiral arrangement - സർപ്പിളവിന്യാസം
Standard electrode potential - പ്രമാണ ഇലക്ട്രോഡ് പൊട്ടൻഷ്യൽ
Standard hydrogen electrode - സ്റ്റാൻഡേർഡ് ഹൈഡ്രജൻ ഇലക്ട്രോഡ്/പ്രാമാണിക ഹൈഡ്രജൻ ഇലക്ട്രോഡ്
Standard potential - പ്രാമാണിക സ്ഥിതികം
Stark effect - സ്റ്റാർക് പ്രഭാവം
State functions - അവസ്ഥാ ഏകകങ്ങൾ
State variables - അവസ്ഥാചരങ്ങൾ
Stochiometric proportion - രാസസമീകരണമിതിയനുപാതം
Stock notation - സ്റ്റോക് അങ്കനപദ്ധതി
Stoichimetric coefficients - രാസസമീകരണമിതീയ ഗുണാങ്കങ്ങൾ
Stoichiometric calculations - രാസസമീകരണമിതീയ കണക്കുകൂട്ടൽ
Stoichiometric Composition - രാസസമീകരണമിതീയ ഘടന
Stoichiometric defect - രാസസമീകരണമിതീയന്യൂനത
Stoichiometric hydrides - രാസസമീകരണമിതീയ ഹൈഡ്രൈഡുകൾ
Storage battery - സംഭരണബാറ്ററി
Strong electrolytes - പ്രബല ഇലക്ട്രോലൈറ്റുകൾ
Structrual formula - ഘടനാസൂത്രവാക്യം
Sub atomic particles - ഉപആറ്റോമികകണങ്ങൾ
Sub shells - ഉപഷെല്ലുകൾ
Sub-levels - ഉപ ഊർജനിലകൾ
Subsidiary quantum number - ഉപ ക്വാണ്ടംസംഖ്യ
Substance - പദാർഥം
Suffix - പിൻപ്രത്യയം
Sugar charcoal - പഞ്ചസാരക്കരി
Surface area - പരപ്പളവ്
Surface tension - പ്രതലബലം
Surface - പ്രതലം
Symbol - പ്രതീകം
Symmetrical distribution of electrons - ഇലക്ട്രോണുകളുടെ സമമിതവിതരണം

Tertiary - ത്രിതീയം
Tetragonal - ചതുഷ്കോണീയം/ ടെട്രാഗണൽ
Tetrahedral void - ചതുഷ്ഫലകീയശൂന്യത
Tetrahedral - ചതുർകം/ചതുഷ്കം
Thermal interactions - താപീയ അന്യോന്യക്രിയ
Thermal radiations - താപവികിരണങ്ങൾ
Thermo chemical equations - താപരാസ സമവാക്യങ്ങൾ
Thermo- chemical reactions - താപരാസപ്രവർത്തനങ്ങൾ
Thermodynamic defects - താപഗതികന്യൂനത
Thermodynamic scale - താപഗതികത്തോത്
Thermodynamically feasible - താപഗതികത്തിൽ സാദ്ധ്യമായ
Threshold energy - ത്രഷോൾഡ് ഊർജം/പടിയൂർജം
Threshold frequency - പടിയാവൃത്തി
Transition elements - സംക്രമണമൂലകങ്ങൾ
Transition series - സംക്രമണശ്രേണി
Transmission - പ്രസാരണം
Transparent - സുതാര്യം
Triads - ത്ര്യകങ്ങൾ
Tribasic - ത്രിബേസികം
Trigonal coplaner structure - ത്രികോണീയ സഹതലഘടന
Trigonal planar - ത്രികോണതലീയം
Trigonalbipyramidal - ത്രികോണീയ ദ്വിപിരമിഡൽ
Triple bond - ത്രിബന്ധനം
Tritium - ട്രിഷ്യം
Trivalent - ത്രിസംയോജകതയുള്ള/ത്രിസംയോജക
Trivial or common names - തൃണനാമം
Ultraviolet radiations - അൾട്രാവയലറ്റ് വികിരണങ്ങൾ
Unbalanced force - അസന്തുലിതബലം
Uncertainty principle - അനിശ്ചിതത്വസിദ്ധാന്തം
Uncertainty - അനിശ്ചിതത്വം
Unified mass - സംയോജിത പിണ്ഡം
Universal gas constant - സാർവ്വത്രികവാതക സ്ഥിരാങ്കം
Unoccupied band - രിക്തനാട
Unsymmetrical - സിമിട്രിക്കൽ അല്ലാത്തത് / അസമമിതം
Valence bond theory - വാലൻസ് ബോണ്ട്നിയമം/സംയോജകതാ ബന്ധന സിദ്ധാന്തം
Valence electrons - സംയോജക ഇലക്ട്രോണുകൾ
Valency - സംയോജകത
Vander Waals' forces - വാൻഡർവാൾ ബലങ്ങൾ
Vector quantities - സദിശ അളവുകൾ
Vigorous oxidation - ദ്രുത ഓക്സീകരണം
Viscosity - വിസ്കോസിറ്റി/ശ്യാനത

Voltage	-	വോൾട്ടത
Volatile acids	-	ബാഷ്പശീലമുള്ള അമ്ലങ്ങൾ
Wavenumber	-	തരംഗസംഖ്യ
Wave-particle duality	-	തരംഗ കണികാദ്വയത്വം
Weak acid	-	വീര്യം കുറഞ്ഞ അമ്ലം
Weak base	-	വീര്യം കുറഞ്ഞ ക്ഷാരം
Weak electrolytes	-	ദുർബല ഇലക്ട്രോലൈറ്റുകൾ
Weak ionisation	-	ശക്തി കുറഞ്ഞ അയോണീകരണം
Work function	-	പ്രവൃത്തിഫലനം
X-ray diffraction	-	X-കിരണ വിഭംഗനം
Zee - man effect	-	സീ-മാൻ പ്രഭാവം