BNCH101DCT

غیر نامیاتی کیمیا-1

(Inorganic Chemistry-1)

بی۔ایس سی۔ (آنرس)

چار سالہ پروگرام

پہلا سمسٹر (کیمیا)

مرکز برائے فاصلاتی و آن لائن تعلیم

مولانا آزاد نیشنل اردو یونیورسٹی

حیدرآباد-32، تلنگانہ، بھارت

Copyright © 2025, Maulana Azad National Urdu University, Hyderabad

All right reserved. No part of this publication may be reproduced or transmitted in any form or by any means, electronically or mechanically, including photocopying, recording or any information storage or retrieval system, without prior permission in writing form the publisher (registrar@manuu.edu.in)

ISBN	:	978-81-994195-7-5
Course	:	Inorganic Chemistry-1
First Edition	:	October 2025
Copies	:	2100
Price	:	128/- (The price of the book is included in admission fee of distance mode students)

Course Coordinator

Dr. Qasim Ullah, Senior Assistant Professor (Chemistry), School of Sciences, MANUU. Hyderabad. TG. India.

Editorial Board/Editors

1. Prof. Salman Ahmad Khan	Professor (Chemistry), School of Sciences, MANUU. Hyderabad. TG. India.
2. Prof. Pathan Mohd. Arif Ali Khan	Department of Chemistry, Maulana Azad College of Arts, Science and Commerce. Aurangabad. MH. India.
3. Dr. Salahuddin Syed	Associate Professor (Chemistry), School of Sciences, MANUU. Hyderabad. TG. India.
4. Dr. Qasim Ullah	Senior Assistant Professor (Chemistry), School of Sciences, MANUU. Hyderabad. TG. India.
5. Prof. Lutfullah (Retd)	Department of Chemistry, Aligarh Muslim University, Aligarh. UP. India.
6. Prof. Anees Ahmad (Retd)	Department of Industrial Chemistry Aligarh Muslim University, Aligarh. UP. India

Production

Prof. Nikhath Jahan,
Professor (Urdu),
CDOE MANUU

Mr. P Habibulla
Assistant Registrar, Purchase & Stores Section, MANUU

Dr. Mohd Akmal Khan,
Assistant Professor (C)/Guest Faculty,
CDOE MANUU

Mohd Abdul Naseer
Section Officer, CDOE MANUU

Shaik Ismail,
UDC, CDOE, MANUU

Syed Faheemuddin, LDC
Purchase & Stores Section, MANUU

On behalf of the Registrar, Published by:

Centre for Distance and Online Education

Maulana Azad National Urdu University

Gachibowli, Hyderabad-500032 (TG), India

*Director:*dir.dde@manuu.edu.in *Publication:*ddepublication@manuu.edu.in

Phone number: 040-23008314 Website: manuu.edu.in

CRC Prepared by the Dr. Mohammed Arifuddin, Assistant Professor (Contractual), Chemistry, CDOE, MANUU.

Printed at: Print Time & Business Enterprises, Hyderabad

فہرست

پیغام		وائس چانسلر، مولانا آزاد نیشنل اردو یونیورسٹی	5
پیغام		ڈائرکٹر، مرکز برائے فاصلاتی و آن لائن تعلیم	6
کورس کا تعارف		کورس کوآرڈی نیٹر	7
اکائی نمبر	**اکائی کا نام**	**مصنف**	**صفحہ نمبر**
1۔	عناصر کی جماعت بندی	ڈاکٹر قسیم اللہ	9
2۔	عناصر کی الیکٹرانیک تشکیل	ڈاکٹر قسیم اللہ	20
3۔	دوری جدول میں عناصر کے دوری رجحانات	ڈاکٹر قسیم اللہ	32
4۔	مقاویری عدد	ڈاکٹر قسیم اللہ	43
5۔	روانی بند	ڈاکٹر قسیم اللہ	51
6۔	شریک گرفتی بند	ڈاکٹر محمد عارف الدین	66
7۔	سالمی مدارچی نظریہ	ڈاکٹر قسیم اللہ	91
8۔	بین سالمی قوتیں	ڈاکٹر قسیم اللہ	111
9۔	گروپI عناصر کی عام خصوصیات	ڈاکٹر محمد عارف الدین	122
10۔	گروپII عناصر کی خصوصیات	ڈاکٹر محمد عارف الدین	129
11۔	ہائیڈروجن	ڈاکٹر قسیم اللہ	138
12۔	سوڈیم اور کیلشیم کے مرکبات	ڈاکٹر محمد عارف الدین	151
	نمونہ امتحانی پرچہ		162
	لیب مینول	ڈاکٹر قسیم اللہ / ڈاکٹر محمد عارف الدین	165
	لیب مینول نمونہ امتحانی پرچہ		202

مصنفین کی تفصیلات

(Writer's Details)

Dr. Qasim Ullah, Senior Assistant Professor (Chemistry), School of Sciences, MANUU. Hyderabad. TG. India.	ڈاکٹر قسیم اللہ' سینیر اسسٹنٹ پروفیسر (کیمیا)، اسکول برائے سائنسی علوم' مولانا آزاد نیشنل اردو یونیورسٹی، حیدرآباد
Dr. Mohammed Arifuddin, Assistant Professor, (Contractual), Chemistry, CDOE, MANUU.	ڈاکٹر محمد عارف الدین' اسسٹنٹ پروفیسر (کیمیا)، مرکز برائے فاصلاتی و آن لائن تعلیم' مولانا آزاد نیشنل اردو یونیورسٹی، حیدرآباد

پروف ریڈر(Proof reader) : ڈاکٹر قسیم اللہ' سینیر اسسٹنٹ پروفیسر (کیمیا)، اسکول برائے سائنسی علوم' مولانا آزاد نیشنل اردو یونیورسٹی، حیدرآباد

ٹائٹل پیج(Title Page): ابراہیم اکرم صدیقی

پیغام

مولانا آزاد نیشنل اردو یونیورسٹی (MANUU) 1998 میں پارلیمنٹ کے ایک ایکٹ کے ذریعے قائم کی گئی۔ یہ ایک مرکزی جامعہ ہے جس نے این اے اے سی کی جانب سے گریڈ +A حاصل کیا ہے۔ اس جامعہ کے قیام کے مقاصد ہیں: (1) اردو زبان کا فروغ، (2) پیشہ ورانہ اور تکنیکی تعلیم کو اردو میڈیم میں قابل رسائی اور دستیاب بنانا، (3) روایتی اور فاصلاتی طریقۂ تعلیم کے ذریعے تعلیم فراہم کرنا، اور (4) خواتین کی تعلیم پر خصوصی توجہ دینا۔ یہ وہ نکات ہیں جو اس مرکزی جامعہ کو دیگر تمام مرکزی جامعات سے ممتاز کرتے ہیں اور اسے ایک انفرادیت بخشتے ہیں۔ قومی تعلیمی پالیسی 2020 میں بھی مادری زبانوں اور علاقائی زبانوں میں تعلیم حاصل کرنے پر زور دیا گیا ہے۔

اردو کے ذریعے علم کے فروغ کا مقصد یہی ہے کہ اردو جاننے والے طبقے کے لیے عصری علوم اور مضامین تک رسائی آسان بنائی جائے۔ ایک طویل عرصے تک اردو میں درسی مواد کی کمی رہی ہے۔ اردو یونیورسٹی کے پاس اب اردو میں 350 سے زیادہ کتابوں کا ذخیرہ موجود ہے اور ہر سمسٹر کے ساتھ اس تعداد میں اضافہ ہو رہا ہے۔

اردو یونیورسٹی این ای پی 2020 کے وژن کے مطابق مادری / گھریلو زبان میں تعلیمی مواد فراہم کرنے کے قومی مشن کا حصہ بننے کو اپنے لیے ایک اعزاز سمجھتی ہے۔ مزید یہ کہ اردو بولنے والا طبقہ اردو میں مطالعہ کے مواد کی عدم دستیابی کے سبب نئے اُبھرتے شعبوں اور جدید تر معلومات کے موجودہ میدانوں میں تازہ ترین معلومات واطلاعات کے حصول سے محروم نہیں رہے گا۔ مذکورہ بالا میدانوں میں مواد کی دستیابی کی بدولت حصولِ معلومات کا نیا شعور بیدار ہوا ہے جو یقیناً اردو داں طبقے کی دانشورانہ ترقی پر اثر انداز ہو گا۔

فاصلاتی اور آن لائن طلبہ کے لیے تعلیم و تدریس کے عمل کو سہل بنانے کے لیے یونیورسٹی کا سینٹر فار ڈسٹنس اینڈ آن لائن ایجوکیشن (CDOE) اردو اور متعلقہ مضامین میں خود اکتسابی مواد (SLM) کی تیاری کو یقینی بناتا ہے۔

MANUU فاصلاتی اور آن لائن لرننگ کے طلبہ کے لیے SLM بلا معاوضہ فراہم کرتا ہے۔ یہ مواد اُردو کے ذریعے علم حاصل کرنے میں دلچسپی رکھنے والے ہر شخص کے لیے برائے نام قیمت پر دستیاب ہے۔ تعلیم تک رسائی کے دائرے کو مزید پھیلانے کے مقصد سے، اردو / ہندی / انگریزی / عربی میں eSLM یونیورسٹی کی ویب سائٹ پر مفت ڈاؤن لوڈ کے لیے دستیاب رکھا گیا ہے۔

مجھے بے حد خوشی ہے کہ متعلقہ فیکلٹی کی محنت اور مصنفین کے مکمل تعاون کی بدولت FYUG بی۔اے، بی۔ایس سی اور بی۔کام کی کتابوں کی اشاعت کا عمل بڑے پیمانے پر شروع ہو گیا ہے۔ فاصلاتی اور آن لائن لرننگ کے طلبہ کی سہولت کے لیے خود اکتسابی مواد (SLM) کی تیاری اور اشاعت کا عمل یونیورسٹی کے لیے اہمیت رکھتا ہے۔ مجھے یقین ہے کہ ہم اپنے خود تعلیمی مواد کے ذریعے اردو جاننے والے ایک بڑے طبقے کی ضروریات کو پورا کرنے کے قابل ہوں گے اور اس یونیورسٹی کے مقصدِ قیام کو پورا کریں گے اور اپنے ملک میں اپنی موجودگی کو جائز ٹھہرا سکیں گے۔

نیک تمناؤں کے ساتھ!

پروفیسر سید عین الحسن
شیخ الجامعہ، مانو

پیغام

موجودہ دور میں فاصلاتی تعلیم کو دنیا بھر میں ایک نہایت مؤثر اور مفید طریقۂ تعلیم کے طور پر تسلیم کیا جاتا ہے اور بڑی تعداد میں لوگ اس طریقۂ تعلیم سے فائدہ اٹھا رہے ہیں۔ مولانا آزاد نیشنل اردو یونیورسٹی نے بھی اردو زبان بولنے والے عوام کی تعلیمی ضروریات کو مد نظر رکھتے ہوئے اپنے قیام کے وقت سے ہی فاصلاتی تعلیم کا طریقہ متعارف کرایا۔ مولانا آزاد نیشنل اردو یونیورسٹی نے 1998 میں ڈائریکٹوریٹ آف ڈسٹنس ایجوکیشن (نظامتِ فاصلاتی تعلیم) کے ساتھ کام کا آغاز کیا اور 2004 سے باقاعدہ پروگرام شروع ہوئے، اس کے بعد مختلف شعبہ جات قائم کیے گئے۔

یو جی سی نے ملک میں نظام تعلیم کو مؤثر طور پر منظم کرنے میں ایک اہم کردار ادا کیا ہے۔ اوپن اینڈ ڈسٹنس لرننگ (ODL) موڈ کے تحت چلنے والے مختلف پروگرام، جو سینٹر فار ڈسٹنس اینڈ آن لائن ایجوکیشن (CDOE) میں چل رہے ہیں، یو جی سی-ڈی ای بی کے منظور شدہ ہیں۔ یو جی سی-ڈی ای بی نے فاصلاتی اور باقاعدہ تعلیم کے نصاب کو ہم آہنگ کرنے پر زور دیا ہے تاکہ فاصلاتی تعلیم حاصل کرنے والے طلبہ کے معیار کو بہتر بنایا جاسکے۔ چونکہ مولانا آزاد نیشنل اردو یونیورسٹی ایک دُہرے طرز (ڈوئل موڈ) کی یونیورسٹی ہے جو فاصلاتی اور روایتی دونوں طریقۂ تعلیم کی خدمات فراہم کرتی ہے، اس لیے اپنے مقاصد کو یو جی سی-ڈی ای بی کے رہنما خطوط کے مطابق حاصل کرنے کے لیے اس نے چوائس بیسڈ کریڈٹ سسٹم (CBCS) متعارف کرایا گیا جس کا خود اکتسابی مواد (Self Learning Materials) یو جی سی کے قوانین اور کریڈٹ فریم کے مطابق نئے سرے سے تیار کیے جاچکا ہے۔

سینٹر فار ڈسٹنس اینڈ آن لائن ایجوکیشن (CDOE) کل انیس (19) پروگرام پیش کرتا ہے جن میں یو جی، پی جی، بی ایڈ، ڈپلومہ اور سرٹیفکیٹ پروگرام شامل ہیں۔ اس کے ساتھ ساتھ تکنیکی مہارتوں پر مبنی پروگرام بھی شروع کیے جارہے ہیں۔ سی ڈی او ای نے جولائی 2025 سے این ای پی-2020 کے مطابق چار سالہ یو جی پروگرام کا آغاز کیا ہے۔ بی اے، بی ایس سی اور بی کام کے آنرز پروگراموں کو این سی ایف کے مطابق ڈیزائن کیا گیا ہے جس سے طلبہ کو آنرز ڈگری حاصل کرنے میں مدد ملے گی۔ سال 2025-2026 سے ایم بی اے پروگرام او ڈی ایل موڈ میں متعارف کرایا گیا ہے۔

مانو نے طلبہ کی سہولت کے لیے نو ریجنل سنٹرز (بنگلورو، بھوپال، دربھنگہ، دہلی، کولکاتا، ممبئی، پٹنہ، رانچی اور سری نگر) اور چھ سب ریجنل سنٹرز (حیدرآباد، لکھنؤ، جموں، نوح، وارانسی اور امراوتی) کا ایک وسیع نیٹ ورک قائم کیا ہے۔ اس کے علاوہ وجے واڑا میں ایک ایکسٹینشن سنٹر بھی قائم کیا گیا ہے۔ ان ریجنل اور سب ریجنل سنٹروں کے تحت ایک سو پچاس سے زیادہ لرنر سپورٹ سنٹر (LSCs) اور بیس پروگرام سنٹر بیک وقت چلائے جارہے ہیں تاکہ طلبہ کو تعلیمی اور انتظامی سہولیات فراہم کی جاسکیں۔ سینٹر فار ڈسٹنس اینڈ آن لائن ایجوکیشن اپنی تعلیمی اور انتظامی سرگرمیوں میں آئی سی ٹی کا بھرپور استعمال کرتا ہے اور اپنے تمام پروگراموں میں صرف آن لائن موڈ کے ذریعے ہی داخلے فراہم کرتا ہے۔

طلبہ کے لیے سیلف لرننگ میٹیریل (SLM) کی سوفٹ کاپی سینٹر فار ڈسٹنس اینڈ آن لائن ایجوکیشن کی ویب سائٹ پر دستیاب کرائی جاتی ہیں اور آڈیو و ویڈیو ریکارڈنگ کے لنک بھی ویب سائٹ پر فراہم کیے جاتے ہیں۔ اس کے علاوہ طلبہ کو ای۔ میل اور واٹس ایپ گروپ کی سہولت بھی فراہم کی جارہی ہے جن کے ذریعے انہیں پروگرام کے مختلف پہلوؤں جیسے کورس رجسٹریشن، اسائنمنٹ، کاؤنسلنگ، امتحانات وغیرہ کے بارے میں مطلع کیا جاتا ہے۔ باقاعدہ کاؤنسلنگ کے علاوہ گزشتہ دو برسوں سے طلبہ کے تعلیمی معیار کو بہتر بنانے کے لیے زائد تدارکی (Remedial) آن لائن کاؤنسلنگ بھی فراہم کی جارہی ہے۔

امید کی جاتی ہے کہ سینٹر فار ڈسٹنس اینڈ آن لائن ایجوکیشن تعلیمی اور معاشی طور پر پسماندہ آبادی کو عصری تعلیم کے دھارے میں شامل کرنے میں ایک اہم کردار ادا کرے گا۔ تعلیمی ضروریات کو مد نظر رکھتے ہوئے نئی تعلیمی پالیسی (NEP-2020) کے مطابق مختلف پروگرامز میں تبدیلیاں کی گئی ہیں اور توقع ہے کہ اس سے اوپن اینڈ ڈسٹنس لرننگ کے نظام کو مزید مؤثر اور کارآمد بنانے میں مدد ملے گی۔

پروفیسر محمد رضا اللہ خان

ڈائرکٹر، سی ڈی او ای، مانو

کورس کا تعارف

اس کورس میں غیر نامیاتی کیمیا -1 کے موضوعات پر بحث کی گئی ہے جو مولانا آزاد نیشنل اردو یونیورسٹی کے بی۔ یس سی (پہلے سمسٹر) کے نصاب میں شامل ہیں۔ یہ کورس قومی تعلیمی پالیسی-2020 کے نصاب کے تحت بی۔ یس۔ سی کے لیے مرتب کیا گیا ہے۔

اس کتاب کا نصاب دو حصوں پر مشتمل ہے۔ پہلا حصہ تھیوری کا ہے جو کہ بارہ (12) اکائیوں پر مشتمل ہے اور دوسرا حصہ لیب مینول کا ہے جس میں چار (4) اکائیاں ہیں۔ تھیوری میں جملہ تین بلاک ہیں اور ہر ایک بلاک میں چار اکائیاں ہیں۔ جب کہ لیب مینول میں صرف ایک ہی بلاک ہے اور اس میں چار اکائیاں ہیں۔ ان اکائیوں کو مضمون کے ماہرین کے ذریعے کتابی شکل کی مطابقت میں اس طرح تیار کیا گیا ہے کہ طالب علم اس کو آسانی سے پڑھ کر سمجھ سکیں۔

غیر نامیاتی کیمیا -1 پہلا حصہ تھیوری کا ہے جو کہ تین بلاک پر مشتمل ہے۔ ہر ایک بلاک کو چار-چار اکائیوں میں تقسیم کیا گیا ہے۔ اس طرح اس حصے میں جملہ بارہ اکائیاں ہیں۔ پہلے بلاک میں چار اکائیوں کے نام اس طرح ہیں۔ عناصر کی جماعت بندی، عناصر کی الیکٹرانیک تشکیل، دوری جدول میں عناصر کے دوری رجحانات، اور مقاویری عدد ہیں۔ اسی طرح دوسری بلاک کی اکائیوں کے نام اس طرح ہیں۔ روانی بند، شریک گرفتی بند، سالمی مداریچی نظریہ، بین سالمی قوتیں ہیں۔ جبکہ تیسری بلاک کی اکائیوں کے نام اس طرح ہیں: گروپ I عناصر کی عام خصوصیات ، گروپ II عناصر کی خصوصیات، ہائیڈروجن اور سوڈیم اور کیلشیم کے مرکبات ہیں۔

ہر ایک اکائی کی شاخ اس طرح سے ہے۔ تمہید، مقاصد، عناوین، ذیلی عناوین، اکتسابی نتائج، کلیدی الفاظ نمونہ امتحانی سوالات۔ ہر ایک اکائی کے اختتام پر مزید مطالعے کے لیے تجویز کردہ کتابوں کے نام دیے گئے ہیں جس سے طالب علم اس کورس کے بارے میں مزید معلومات حاصل ہو سکیں۔ کتاب کے آخر میں گزشتہ سال کا نمونہ امتحانی پرچہ بھی منسلک کیا گیا ہے۔ لیب مینول کے کورس میں بھی ایک بلاک میں چار اکائیاں ہیں۔ کتاب کے آخر میں ۔ لیب مینول کا نمونہ امتحانی پرچہ بھی منسلک کیا گیا ہے۔ یونیورسٹی امید کرتی ہے کہ یہ نصابی کتاب تھیوری اور لیب مینول طالب علموں کو کیمیا کے اعلیٰ پہلوؤں کو سمجھنے میں مؤثر اور مددگار ثابت ہو گی۔

قسیم اللہ

کورس کو آرڈی نیٹر

اکائی-1:عناصر کی جماعت بندی

(Unit-1: Periodic Classification)

اکائی کے اجزا

1.0 تمہید

1.1 مقاصد

1.2 دوری جدول کی تاریخ

1.3 ڈوبیرینیر کا ثلاثہ کا کلیہ

1.4 نیولینڈ کا ہشتہ (اکٹیو) کا کلیہ

1.5 مینڈلیف کا دوری کا کلیہ

1.6 اکتسابی نتائج

1.7 کلیدی الفاظ

1.8 نمونہ امتحانی سوالات

1.0 تمہید

ابتدا زمانے سے ہی انسان عناصر کا علم رکھتا تھا اور اس کے استعمال سے بھی واقف تھا۔زمانے کے گزرنے کے ساتھ ساتھ ان عناصر کی تعداد میں اضافہ ہوتا گیا، یہاں تک کہ انیسویں صدی کی ابتدا میں تقریباً تیس عناصر معلوم تھے اور آج ان عناصر کی تعداد 118ہے تقریباً زمانہ قدیم سے ہی یہ خیال کیا جانے لگا کہ ان عناصر کی جماعت بندی کی جائے جس سے ان کے مطالعہ میں سہولت پیدا ہو کیوں کہ عناصر اپنی خواص کے اعتبار سے یکساں نہیں ہوتے بلکہ ان میں نمایاں فرق پایا جاتا ہے سن 1800عیسوی میں ایک جرمن سائنس داں جان ڈوبرنیر (John Dobereiner)نے اپنا نظریہ پیش کیا جو ایک کلیہ کی شکل میں تھا جس کو کلیہ ثلاثہ (Law of Triads)کہتے ہیں جس میں اس نے بتایا کہ عناصر کو اگر بڑھتے ہوئے وزن جوہر کے اعتبار سے ترتیب دیا جائے تو تین تین عناصر کے گروپ حاصل ہوتے ہیں جن کے خواص یکساں ہوتے ہیں بلکہ درمیانی عنصر کا وزن جوہرپہلے اور تیسرے عنصر کے وزن جوہر کا اوسط ہوگا۔ یہ نظریہ انتہائی محدود تھا۔اس کے بعدایک انگریزسائنس داں نے اپنا نظریہ 1865ء میں پیش کیا جس کو کلیہ ہشتہ(Law of Octave)کہتے ہیں اس کے مطابق اگر عناصر کو ان کے بڑھتے ہوئے اوزان جوہرکے اعتبار سے ترتیب دیا جائے تو آٹھ آٹھ عناصر کے گروپ حاصل ہوں گے جن

میں ہر پہلے اور آٹھویں عنصر کی خصوصیات یکساں ہوتی ہیں جیسے کہ موسیقی میں ہر آٹھواں سُر پہلے سُر کے مشابہہ ہوتا ہے یہ بھی ایک محدود کلیہ تھا جو صرف کیلشیم(Calcium) کی حدتک کا ر آمد تھا تمام عناصرکا احاطہ نہیں کرتا۔ پھر بھی یہ ڈوبرنیر کے نظریہ کے مقابلے میں وسیع نظر یہ تھا اس لیے اس کو اس وقت کے عظیم انعام سے نوازا گیا جس کی اس دور میں نوبل پرائیز کی حیثیت تھی۔ 1869 ء میں روسی سائنس داں دمیتری مینڈلیف (Demitri Mandeleev's) نے اپنا مشہور کلیہ دوریت پیش کیا جس کو (Periodic Law) کلیہ دوریت کہتے ہیں۔اس کلیہ میں یہ بتا یا گیا کہ عناصر کے طبعی اور کیمیائی خواص کا تعلق ان کے وزن جوہر سے ہے کلیہ حسب ذیل ہے۔عناصر کے طبعی اور کیمیائی خواص ان کے وزن جو ہر کا ایک دوری عمل میں اس کلیہ کی بنیاد پر اس نے ایک دوری جدول (Periodic table) پیش کیا جس میں اس نے اپنے کلیے کو نمایاں طورپر پیش کیا علاوہ ازیں اس نے ایسے عناصر کے بارے میں بھی پیش گوئی کی ان کے طبعی خواص، کیمیائی خواص، ان کے رنگ اور ان کے مرکبات کے خواص بھی بیان کر دیئے جوا بھی دریافت نہیں ہوئے تھے۔

1.1 مقاصد

اس اکائی میں طلباء کو دوری جدول کی تاریخ کے بارے میں بتلایا جاے گا۔ مزید طلباء کو کلیہ ثلاثہ ' نیو لینڈ کا کلیہ ہشتہ اور مینڈلیو کا دوری کلیہ کے بارے مین بھی تفصیلی جانکاری دی جاے گی۔ آخر مین طلباء کو عصری کلیہ دوریت کی معلومات فراہم کی جاے گی۔

1.2 دوری جدول کی تاریخ

دوری جدول کی تاریخ میں اور اسکی Development میں کئی سائنسدانوں کا Contribution ہے 1869 میں Dmitri Mendeleev نے اس پر کافی تفصیل سے کام کیاہے اور دوری جدول کو پیش کیا۔

Mendeleev's نے اُس وقت میں دریافت شدہ عناصر کو اُنکے جوہری وزنوں اور کیمیائی خواص کی بنیاد پر درجہ بند کیا اور درمیان غیر درمیان شدہ عناصر کے لئے Gap دے دیا جو کہ اس دوری جدول کی خاصیت ہے یہ دوری جدول کو جدید دوری جدول کی بنیاد رکھی گئی اور اس پر بعد میں کئی سائنسدانوں جیسے کہ Henry Moseley اور Glean Seaborg نے کام کیا گیا اور تمام عناصر کو شامل کر کے جدول دوری جدول کو پیش کیا۔

H 1.01									
Li 6.94	Be 9.01	B 10.8	C 12.0	N 14.0	O 16.0	F 19.0			
Na 23.0	Mg 24.3	Al 27.0	Si 28.1	P 31.0	S 32.1	Cl 35.5			
K 39.1	Ca 40.1		Ti 47.9	V 50.9	Cr 52.0	Mn 54.9	Fe 55.9	Co 58.9	Ni 58.7
Cu 63.5	Zn 65.4			As 74.9	Se 79.0	Br 79.9			
Rb 85.5	Sr 87.6	Y 88.9	Zr 91.2	Nb 92.9	Mo 95.9		Ru 101	Rh 103	Pd 106
Ag 108	Cd 112	In 115	Sn 119	Sb 122	Te 128	I 127			
Ce 133	Ba 137	La 139		Ta 181	W 184		Os 194	Ir 192	Pt 195
Au 197	Hg 201	Ti 204	Pb 207	Bi 209					
			Th 232		U 238				

شکل – 1.1 : Mendeleev's Periodic Table

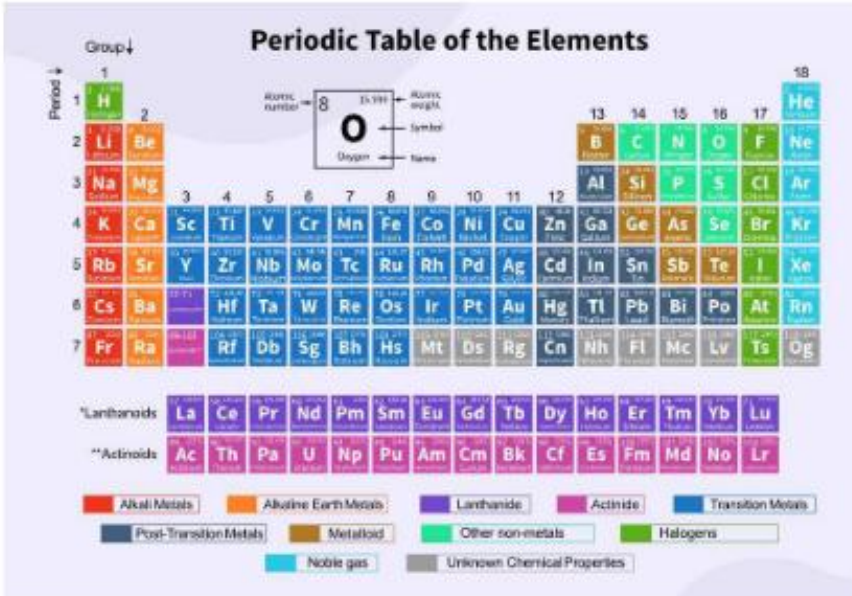
اگر ہم دوری جدول کی حقیقی تاریخ کا مطالعہ کرے تو یہ بات ظاہر ہو گی کہ Mendeleev's کے پہلے سائنسدانوں جیسے Johann Wolfgang اور John Newlands نے عناصر کو انکی خصوصیات کی بنیاد پر درجہ بند کرنے کی کوشش کی اور اپنے نظریات پیش کئے۔ Newland's نے اپنا نظریہ "Law of Octaves" کی شکل میں پیش کیا جسکے مطابق ہر آٹھویں عناصر میں خصوصیات Repeat ہوتی ہے۔

	Sa	Re	Ga	Ma	Pa	Dha	Ni
Element	Li	Be	B	C	N	O	F
Atomic mass	7	9	11	12	14	16	19
Element	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Atomic mass	23	24	27	29	31	32	35.5
Element	K	Ca					
Atomic mass	39	40					

شکل – 1.2 : Law of Octaves Table

اس کے بعد 1869ء میں Mendeleev's نے اپنے دوری جدول کو پیش کیا جس کے مطابق عناصر کو اُنکے جوہری وزنوں اور کیمیائی خصوصیات کی بنیاد پر ترتیب دیا۔ اس نے یہ بات دیکھی گئی کی کہ عناصر میں کئی خصوصیات وار Pattern بار بار دہرائے (Recurring) ہورہے ہیں اس نے اس نظریہ کی بنیاد پر اُس وقت غیر دریافت (Undiscovered) عناصر جیسے کہ Scandium، Gallium اور Germanium کی خاصیت کو بھی Predict کیا تھا۔

اس کے بعد جیسے جیسے وقت گزرتا گیا (Over the time) سائینسدانوں جیسے کہ Luther Meyer اور Henry Moseley نے مزید دوری جدول کو بہتر کیا۔ Moseley نے خاص کر جوہری عدد (Atomic Number) کی اہمیت کو ظاہر کیا جس کے ذریعہ پروٹان کی تعداد کی بنیاد پر جوہری عدد کو ظاہر کیا اور عناصر کی خاصیت کا تعین کیا۔

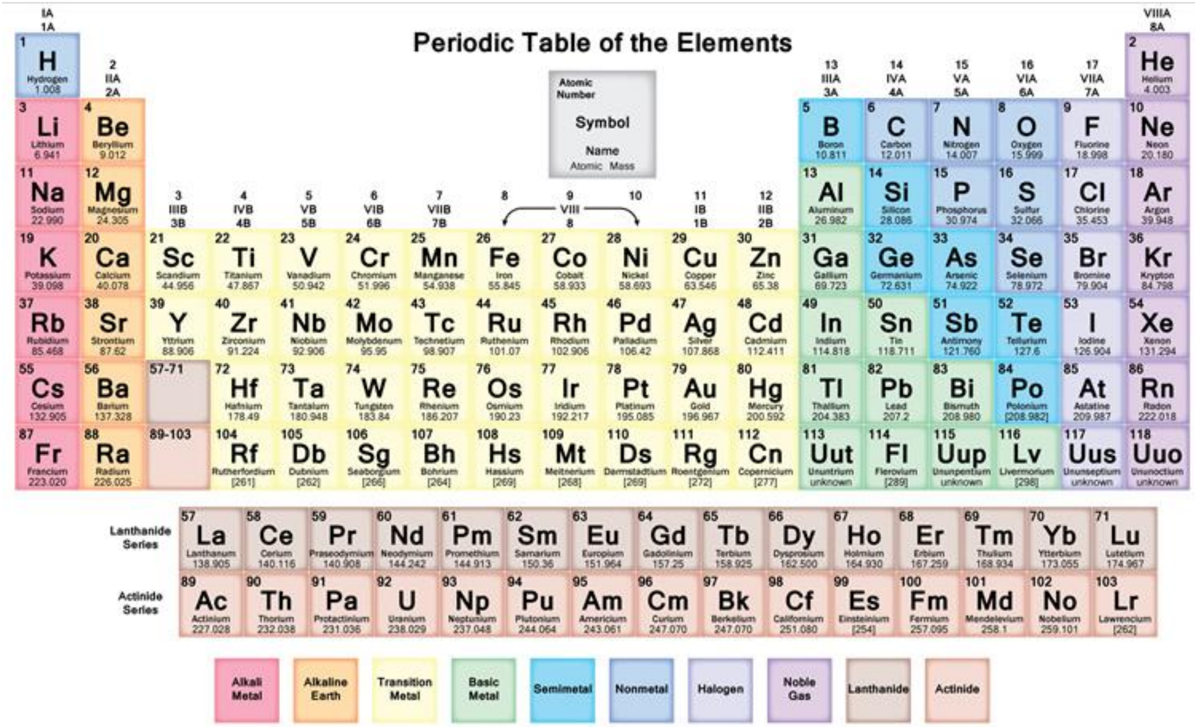


شکل – 1.3 : Moseley Periodic Table

جدید دوری جدول

جدید دوری جدول میں تمام عناصر کو شامل کیا گیا ہے اور اس میں Actinides اور Lanthanides کو الگ Main table کے نیچے الگ رکھا گیا۔

جدید دوری جدول کو اس کی کیمیائی خصوصیات کی بار بار دہرائے جانے (Recurring) کی بنیاد پر Periodic (Horizontal Rows) اور Groups (Vertical Columns) میں منظم (Organized) کیا گیا ہے۔



شکل – 1.4 : First Modern Periodic Table

اس طرح جدید دوری جدول زمانے قدیم سے سلسلہ وار کئی ایک سائنسدانوں کی کاوشوں اور نظریات سے ترتیب پایا ہے اور اس کے ذریعہ عناصر کی خصوصیات اور طرز عمل (Behavior Properties) کو سمجھ سکتے ہیں۔

1.3 ڈوبیر ینیر کا ثلاثہ کا کلیہ (Dobereiner's Triads)

ڈوبیر ینیر کا ثلاثہ کا کلیہ عناصر کی اسکی خصوصیات کی بنا پر درجہ بندی کرنے کی ابتدائی کوشش ہیں جہاں پر حاصل کر عناصر ان کی خصوصیات کی بنیاد پر تین تین عناصر کے Set (Sets of Three) میں گروپ بندی کی گئی ہے۔

1817ء میں Dobereiner نے اپنی تحقیق کے دوران یہ مشاہدہ کیا کہ کچھ عناصر ایک جیسی کیمیائی خواص (Similar Chemical Properties) رکھتے ہیں اور ان کو ایک ساتھ گروپ میں رکھا جاسکتا ہے اس طرح جب ان عناصر کو ان کے بڑھتے ہوئے Atomic Mass کی بنیاد پر Arrange کیا جاتا ہے تو یہ تین تین عناصر کے گروپس میں ظاہر ہوتے ہیں ان گروپس کو Triads کا نام دیا گیا اس طرح اس کو ڈوبیر ینیر کا ثلاثہ کا کلیہ (Dobereiner's Law of Triads) کہتے ہیں۔

اس Law کے مطابق جب عناصر کو اُسکے جوہروں وزن کی بنیاد پر Ascending Order میں ترتیب دیا جاتا ہے تو تین عناصر کے گروپ حاصل ہوتے ہیں۔ جن کے خصوصیات ایک جیسے ہوتے ہیں اس میں کہ درمیانی عنصر کا جوہری وزن دوسرے دو عناصر کے جوہری وزنوں کا (Mean) یا درمیانی ہوتا ہے۔ (جدول 1.1)

جدول 1.1: ڈوبریر کا ثلاثہ کا کلیہ (Dobereiner's Law of Triads)

	Elements	Symbol	A(Atomic Mass)
1.	Lithium	Li	7
	Sodium	Na	23
	Potassium	K	39
2.	Chlorine	Cl	35.5
	Bromine	Br	80
	Iodine	I	127

پہلے Set میں Li ,Na اور K جوہروں Triads ہے جو کہ Alkali Metals ہے اور بہت ہی زیادہ عامل ہوتے ہیں اور ان کی Valency 1+ ہے۔ اب اس Law کے تحت اس Triad کے درمیان عنصر Na کا جوہری وزن ماباقی دونوں جوہروں Li اور K کے جوہری وزنوں کا درمیانی (Mean) ہو گا مثلاً

$$\text{Arithamatic Mean of Li \& K} = \frac{7+39}{2} = 23$$

اس طرح دوسری مثال میں Br جوہری وزن Cl اور I کے جوہری وزنوں کا Mean ہو گا۔

$$\text{Arithamatic Mean of C}l \ \& I = \frac{35.5+127}{2} = 80$$

اس Law کی کمزوری (Drawback) یہ ہے کہ ایک یہ صرف اُس وقت دریافت شدہ عناصر کے Triad Groups کے لئے ہی موزوں ہیں۔ اس طرح یہ Law of Triads حسب ذیل حالتوں میں Failed ہے۔

(1) بعد میں دریافت شدہ عناصر کو اس طرح کے Triads میں ترتیب نہیں دیا جاسکتا ہے۔

(2) یہ Law ایسے عناصر جن کا جوہری وزن بہت ہی زیادہ ہے اُن کے لئے یہ Law مطلق نہیں ہے اور Fail ہو جاتا ہے مثلاً Br اور Cl میں Cl کا جوہری وزن F اور Br کا Mean نہیں ہے اس لئے یہ Fail ہے۔

(3) جیسے جیسے ترقی ہوئی اور جوہری وزنوں کو Actually Measure کیا جانے لگا اس طرح اس صورتوں میں یہ Law Valid نہیں ہے۔

1.4 نیولینڈس کاہشتہ (اکٹیو) کا کلیہ (Newland's Law of Octaves)

1864ء میں John Newlands جو کہ ایک British Chemists تھا اُس وقت میں دریافت شدہ 62 عناصر کو درجہ بند کرنے کی کوشش کی اُس نے عناصر کو اُن کے بڑھتے ہوئے جوہری وزن کی بنیاد پر ترتیب (Arrange) کیا اور یہ بتلایا کہ ہر آٹھواں عنصر Similar Properties (8^{th} Elements) کو ظاہر کرتا ہے اس بنیاد پر اسے Newland's Law of Octaves کو پیش کیا ہے۔

اس طرح نیولینڈ کاہشتہ (اکٹیو) کا کلیہ کے مطابق جب عناصر کو ان کے بڑھتے ہوئے جوہری وزنوں کی بنیاد پر ترتیب دیا جاتا ہے تو ہر آٹھواں عنصر (8^{th} Elements) Similar Properties کو ظاہر کرتا ہے۔

Sa (do)	re (re)	ga (mi)	ma (fa)	pa (so)	da (la)	ni (ti)
H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe
Co and Ni	Cu	Zn	Y	In	As	Se
Br	Rb	Sr	Ce and La	Zr	-	-

شکل – 1.5 : Newland's Law of Octaves

Newlands اپنے Law کو Octave of Music کے مماثل تشبیح دی اور بتلایا کہ جس طرح Octave of Music میں ہر آٹھوں Note پہلے Note کے مماثل ہوگا۔ اس طرح دوری جدول میں بھی ہر آٹھواں عنصر پہلے عنصر کے مماثل ہوگا۔

لیکن اس Law کو سائنسی دنیا میں کافی Resistance حاصل ہوا اور اس Law کو قبول نہیں کیا گیا۔

Limitations of Newland's Law of Octaves

نیولینڈ کاہشتہ (اکٹیو) کا کلیہ Newland's Law of Octaves کے اہم Limitation حسب ذیل ہیں۔

(1) اس Law کے مطابق کئی عناصر ایک Slot میں Fit ہوتے ہیں۔ مثلاً Cobalt اور Nickel ایک ہی slot میں آتے ہیں۔

(2) اس قانون کے مطابق بعض عناصر جن کی خصوصیات مختلف ہوتی ہیں ان کو ایک Group میں رکھا گیا ہے۔

(3) یہ قانون صرف Calcium تک کے عناصر کے لئے موزوں ہیں اور ایسے زیادہ جوہری وزن رکھنے والے عناصر Fit نہیں ہوتے اور Octaves Groups میں نہیں رکھے جاسکتے ہیں۔

(4) ایسے عناصر جن کو بعد میں دریافت کیا گیا ہے ان کو اس Law of Octave میں Fit نہیں کرسکتے ہیں۔

اس طرح ان تمام خامیوں کو دور کرنے کے لئے ایک نیا دوری جدول جیسے Modern Periodic Table کہتے ہیں کو پیش کیا گیا۔

1.5 مینڈلیف کادوری کلیہ یاعصری کلیہ دوریت (Modern Periodic Law)

سن1912ء میں برٹش سائیسداں ہینری موسلے (Henry Moseley)نے ایک اصطلاح وضع کی جس کو جوہری عدد (Atomic Number)کہا جاتا ہے اس کی تعریف اس طرح کی جاسکتی ہے:

کسی بھی جوہر کے جوہری عدد سے مراد اس کے مرکز میں پائے جانے والے پروٹان کی تعداد ہے

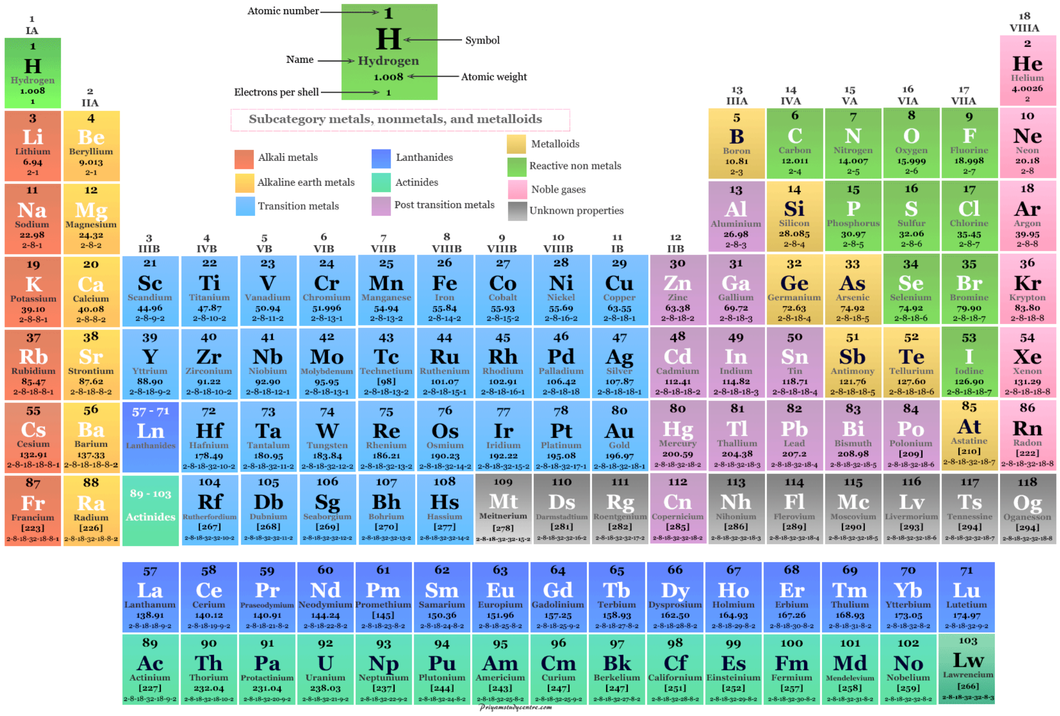
چونکہ جو ایک تعدیلی ذرہ ہے اس میں پائے جانے والے الکٹران جو منفی برقی بار رکھتے ہیں اور پروٹان جن پر مثبت برقی بار ہوتا ہے دونوں کی تعداد یکساں ہوتی ہے موسلے نے یہ مشاہدہ کیا کہ کسی بھی عنصر کا X-Rayاس میں پائے جانے والے جملہ الکٹرون کی تعداد پر منحصر ہوتا ہے اور کسی بھی دو عناصر کے X-Rayمشابہہ نہیں ہوتے۔چونکہ الکٹران اور پروٹان کی تعداد یکساں ہوتی ہے تو پروٹان کی تعداد ہی عناصر کے خواص کے ذمہ دار ہیں۔نیوٹران کی مرکز سے موجودگی کے انکشاف کے بعد اب دو الگ الگ اصطلاحات وضع ہو گئیں۔ ایک وزن جوہر یا جوہری کمیت (Atomic Mass)اور جوہری عدد(Atomic Number)جن کو اس طرح ظاہر کیا جاتا ہے

A=P+N

جہاں A سے مراد جوہری کمیت Pسے مراد پروٹان (جس کو Zسے بھی تعبیر کیاجاتا ہے اور Z=A-Nجہاں پر دو مساوات ہیں N سے مراد نیوٹران کی تعداد ہے۔ان دواصطلاحات کے وضع کرنے کے بعد موسلے (Moseley) نے قدیم کلیہ دوریت کو جس کو مینڈلیف نے پیش کیا تھا اس کی اصلاح کی اور اس کلیہ میں بیان کیے گئے لفظ وزن جوہر کو جوہری عدد سے تبدیل کردیا۔یہ کلیہ عصری کلیہ دوریت (Modern Periodic Law) کہلاتا ہے۔یہ کلیہ حسب ذیل ہے۔

"عناصر کے طبعی اور کیمیائی خواص اس عنصر کے جوہری عدد کا ایک دوری عمل ہیں۔"

اس کلیہ کے بنیاد پر (Moseley) نے ایک دوری جدول ترتیب دیا جو عناصر کی الکٹرونی تشکیل اور خصوصاً بیرونی خول پر پائی جانے والی الکٹران تشکیل پر منحصر ہے۔اس دوری جدول (Periodic Table)کو طویل دوری جدول یا (Long Form of Periodic Table)کہا جاتا ہے جس کا ہم عنقریب مطالعہ کریں گے۔



شکل – 1.6 : Modern Periodic Law

1.6 اکتسابی نتائج

اس اکائی کے مطالعہ کے بعد طلباء دوری جدول کی تاریخ کے بارے میں مکمل معلومات حاصل کی۔ مزید طلباء ڈوبیر ینیر کا ثلاثہ کا کلیہ ' نیولینڈ کا ہشتہ (اکٹیو) کا کلیہ اور میںڈلیف کا دوری کا کلیہ کے بارے مین بھی تفصیلی جانکاری لی۔ آخر مین طلباء نے عصری کلیہ دوریت کی معلومات بھی حاصل کی۔

1.7 کلیدی الفاظ

عصری کلیہ دوریت : عناصر کی کیمیائی اور طبعی خواص ان کے جوہری عدد کا ایک دوری عمل ہے۔

دوری جدول : موسلے نے الکٹران تشکیل کی بنیاد پر عناصر کو ایک جدول کی صورت میں ترتیب دیا، جس کو دوری جدول Periodic Table کہتے ہیں اس جدول میں 7 (سات) Periods اور 16 گروپ پائے جاتے ہیں جن کو s,p,d,f بلاکس میں تقسیم کیا گیا ہے۔

1.8 نمونہ امتحانی سوالات

مفروضی جوابات کے حامل سوالات

1۔ Mendeleev's نے اُس وقت میں دریافت شدہ عناصر کس بنیاد پر درجہ بند کیا؟

2۔ جدید دوری جدول میں Actinides اور Lanthanides کو کہاں رکھا گیا۔؟

3۔ جدید دوری جدول کو Periods (Horizontal Rows) اور Groups (Vertical Columns) میں کس خاصیت کی بناپر منظم (Organized) کیا گیا ہے۔

4۔ 1864 میں جب John Newlands نے اپنا Newland's Law of Octaves کو پیش کیا اس وقت کتنے عناصر دریافت ہوے تھے۔

5۔ Dobereiner's Law of triads کی بنیاد کیا ہے؟ ۔

6۔ Newlands نے اپنے Law کو کس سے تشبیح دی ہے؟

مختصر جوابات کے حامل سوالات

1۔ Dobereiner's triads پر مختصر انوٹ لیکھیئے۔

2۔ Newland's Law of Octaves کی Limitations کو بیان کیجیے۔

3۔ Mendeleev's Periodic Table کو خاکہ کے ذریعہ بیان کیجیے۔

4۔ عصری کلیہ دوریت کی وضاحت کیجیے۔

طویل جوابات کے حامل سوالات

1۔ دوری جدول کی تاریخ پر تفصیلی روشنی ڈالئے۔

2۔ عصری کلیہ دوریت بیان کیجیے؟ نیز وضاحت کیجیے کہ موسلے نے طویل دوری جدول کو کس بنیاد پر ترتیب دیا۔ تفصیل سے لکھیے۔

3۔ Newland's Law of Octaves کو تصیل سے بیان کیجیے۔

اکائی- 2: عناصر کی الیکٹرانیک تشکیل

(Unit-2: Electronic Configuration of Elements)

اکائی کے اجزا

2.0 تمہید

2.1 مقاصد

2.2 عناصر کی الکٹرونی تشکیل

2.3 آف باو کااصول

2.4 پالی کا استثنائی اصول

2.5 ہنڈکا اصول

2.6 الکٹرونی تشکیل کی بنیاد پر عناصر کی جماعت بندی

2.7 اکتسابی نتائج

2.8 کلیدی الفاظ

2.9 نمونہ امتحانی سوالات

2.0 تمہید

ابتدا زمانے سے ہی انسان عناصر کا علم رکھتا تھا اور اس کے استعمال سے بھی واقف تھا۔زمانے کے گزرنے کے ساتھ ساتھ ان عناصر کی تعداد میں اضافہ ہوتا گیا، یہاں تک کہ انیسویں صدی کی ابتدا میں تقریباً تیس عناصر معلوم تھے اور آج ان عناصر کی تعداد 114ہے تقریباً زمانہ قدیم سے ہی یہ خیال کیا جانے لگا کہ ان عناصر کی جماعت بندی کی جائے جس سے ان کے مطالعہ میں سہولت پیدا ہو کیوں کہ عناصر اپنی خواص کے اعتبار سے یکساں نہیں ہوتے بلکہ ان میں نمایاں فرق پایا جاتا ہے سن 1800عیسوی میں ایک جرمن سائنس داں جان ڈوبرنیر (John Dobereine)نے اپنا نظریہ پیش کیا جو ایک کلیہ کی شکل میں تھا جس کو کلیہ ثلاثہ (Law of Triads)کہتے ہیں جس میں اس نے بتایا کہ عناصر کو اگر بڑھتے ہوئے وزن جوہر کے اعتبار سے ترتیب دیا جائے تو تین تین عناصر کے گروپ حاصل ہوتے ہیں جن کے خواص یکساں ہوتے ہیں بلکہ درمیانی عنصر کا وزن جوہرپہلے اور تیسرے عنصر کے وزن جوہر کا اوسط ہوگا۔ یہ نظریہ انتہائی محدود تھا۔اس کے بعدایک انگریزسائنس داں نے اپنا نظریہ 1865ء میں پیش کیا جس کو کلیہ ہشتہ(Law of Octave)کہتے ہیں اس کے مطابق اگر

عناصر کو ان کے بڑھتے ہوئے اوزان جوہر کے اعتبار سے ترتیب دیا جائے تو آٹھ آٹھ عناصر کے گروپ حاصل ہوں گے جن میں ہر پہلے اور آٹھویں عنصر کی خصوصیات یکساں ہوتی ہیں جیسے کہ موسیقی میں ہر آٹھواں سُر پہلے سُر کے مشابہہ ہوتا ہے یہ بھی ایک محدود کلیہ تھا جو صرف کیلشیم(Calcium) کی حدتک کا ر آمد تھا تمام عناصرکا احاطہ نہیں کرتا۔ پھر بھی یہ ڈوبرنیر کے نظریہ کے مقابلے میں وسیع نظر یہ تھا اس لیے اس کو اس وقت کے عظیم انعام (Devi Medel) سے نوازا گیا جس کی اس دور میں نوبل پرائیز کی حیثیت تھی۔1869ء میں روسی سائنس داں دمیتری مینڈلیف (Demitri Mandeleev's) نے اپنا مشہور کلیہ دوریت پیش کیا جس کو (Periodic law) کلیہ دوریت کہتے ہیں۔اس کلیہ میں یہ بتا یا گیا کہ عناصر کے طبعی اور کیمیائی خواص کا تعلق ان کے وزن جوہر سے ہے کلیہ حسب ذیل ہے۔عناصر کے طبعی اور کیمیائی خواص ان کے جو ہری وزن کا ایک دوری عمل میں اس کلیہ کی بنیاد پر اس نے ایک دوری جدول (Periodic table) پیش کیا جس میں اس نے اپنے کلیے کو نمایاں طورپر پیش کیا علاوہ ازیں اس نے ایسے عناصر کے بارے میں بھی پیش گوئی کی ان کے طبعی خواص، کیمیائی خواص، ان کے رنگ اور ان کے مرکبات کے خواص بھی بیان کر دیئے جوا بھی دریافت نہیں ہوئے تھے۔جب یہ عناصر دریافت ہوئے تو مینڈلیف کی پیش گوئی پچانوے فیصد تک صحیح ثابت ہوئی۔اس نے اپنے دوری جدول میں جو آنے والے عناصر کے لیے خالی جگہوں کو چھوڑا تو وہاں اس نے نام دیا ((EKA BORONجو بعد میں Scاسکیانڈیم کہلایا۔دوسرا عنصر (Eka Aluminum) کا نا م دیا جو بعد دریافت گیلیم(Gallium)اور تیسرا عنصر (Eka Silicon)جو بعد میں جرمنیم(Germanium)کہلایا مینڈ لیف نے یہ زبردست کارنامہ انجام دیا تھا یعنی اس کے دور میں جتنے عناصر معلوم تھے ان تمام کو اپنے دوری جدول میں جگہ دی۔اس کے بعد عصری کلیہ دوریت (Modern Periodic Law)پیش کیا گیا جس کے بارے میں ہم مطالعہ کریں گے۔

2.1 مقاصد

اس اکائی کے مطالعے کے بعد آپ اس قابل ہو جائیں گے کہ

- ☆ عصری کلیہ دوریت کو سمجھ سکیں۔
- ☆ عناصر کی الکٹرانی تشکیل کو جان سکیں گے۔
- ☆ آف باو کے اصول کو جانیں گے۔
- ☆ پالی کے اشتثنائی اصول کو سمجھ سکیں گے۔
- ☆ ہنڈ کے اصول کو جان سکیں گے۔
- ☆ الکٹرانی تشکیل کی اساس پر عناصر کی درجہ بندی کے متعلق معلومات حاصل کریں گے۔

☆ دوری خواص جیسے جوہری نصف قطر، روانی نصف قطر، روانی قوت، الکٹرانی رغبت، برقی منفیت مرکزائی برقی بار کے بارے میں پائے جانے والے رجحانات کو سمجھ سکیں گے۔

2.2 عناصر کی الکٹرانی تشکیل

جوہر میں بنیادی ذرات پروٹان نیوٹران اور الکٹران ہوتے ہیں جس کے پروٹان اور نیوٹران مرکزے میں واقع ہوتے ہیں اور بیرون مرکزہ الکٹران پائے جاتے ہیں الکٹران کی ترتیب اس کے مختلف آر بیٹل س(Orbital's) میں پر الکٹرانی تشکیل کہلاتی ہے۔

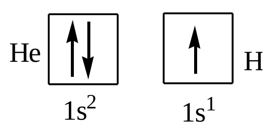
"کسی بھی جوہر کے Orbital's میں الکٹران کی تقسیم اور ان کی ترتیب الکٹرانی تشکیل کہلاتی ہے۔"

الکٹرانی تشکیل کو ظاہر کرنے کے لیے کچھ اصول موجود ہیں جن کی بنیاد پر الکٹرانی تشکیل لکھ سکتے ہیں مشہور عام طریقہ (nl^x)ہے جہاں n سے مرادصدری مقاویری عدد(Principal Quantum Number)، l سے مراد زاویائی مقامیری عدد اور x سے مراد الکٹران کی تعداد ہے جیسے ہائیڈروجن H جس کاجوہری عدد1 ہے اور ایک الکٹران s آربٹل میں واقع ہوتا ہے اس کو اس طرح ظاہر کیا جاتا ہے۔

$$H\ 1s^1$$

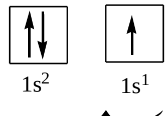
جہاں (n=1)ہے۔اسی طرح ہیلیم کے لیے $He\ 1s^2$ ہوگاجدول 1.1 میں جوہری عدد 1 سے 30تک کے عناصر کی الکٹرانی تشکیل دی گئی ہے۔

ایک اور دوسرا طریقہ بھی عموماً مستعمل ہے اس کو Orbital Diagram Method کہتے ہیں۔اس سے بھی الکٹرانی تشکیل سمجھائی جا سکتی ہے جیسے Hمیں صرف ایک الکٹران واقع ہوتا ہے جب کہ He میں 2الکٹران جو 's' ذیلی خول میں ہوتے ہیں اس طرح ظاہر کیا جاتا ہے۔



چونکہ ذیلی خول S کی صلاحیت صرف 2الکٹران ہے اس لیے لیتھیم جس میں تین الکٹران واقع ہوتے ہیں اس طرح ظاہر کیا جاتا ہے

$$Li\ (3)\ 1s^2\ 2s^1$$



جوڑی دار الکٹران کی صورت میں ایک پر الکٹران کو (↑)یہ سمت ساعت گردش والاالکٹران اور دوسرے الکٹران کو (↓)غیر سمت ساعت الکٹران کے طور پر ظاہر کیا جاتا ہے جدول (1.1.1)میں جوہری عدد (30)تک عناصر کی الکٹرانی تشکیل دی گئی ہے۔اس میں واضح ہوگا کہ Ca کے بعد Sc سے الکٹران کی ذیلی خول میں داخل ہونے کی ترتیب بدل جاتی ہے۔الکٹران بجائے 3d خول کے 4s کو ترجیحاً پُر کرتا ہے جبکہ بلحاظ ترتیب اس کو 3dمیں داخل ہونا چاہیے تھا۔اس کا جواب یہ ہے کہ جس ذیلی خول کا

(n+1)قیمت کم ہوگی الکٹران اسی ذیلی خول کو ترجیحاً پُر کرے گا مثلاً 3d کے لیے n=3اور 1 کی قیمت 2لہٰذا اس کی قیمت کم ہوگی۔(جدول2.1)

جدول2.1: عناصر کی الکٹروانی تشکیل(H تاZn)

عناصر	جدوہری عدد	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f
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					
C	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			
Se	21	2	2	6	2	6	1	2			

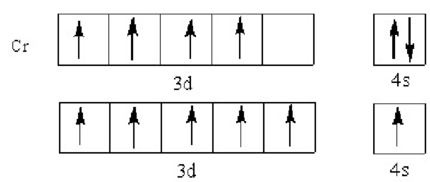
			2	2	6	2	6	2	2	22	Ti
			2	3	6	2	6	2	2	23	V
			1	5	6	2	6	2	2	24	Cr
			2	5	6	2	6	2	2	25	Mn
			2	6	6	2	6	2	2	26	Fe
			2	7	6	2	6	2	2	27	Co
			2	8	6	2	6	2	2	28	Ni
			1	10	6	2	6	2	2	29	Cu
			2	10	6	2	6	2	2	30	Zn

جب کہ4S ذیلی خول کی (n+1) قیمت اس طرح ہوگی۔n=4 اور l=0 تب 4=4+0 (n+1) لہٰذا الکٹران ترجیحاً 4S ذیلی خول کو پُر کرے گا۔اس جدول میں ایک نمایاں بے قاعدگی کی نشاندہی کی جا سکتی ہے۔Cr اور Cu کے الکٹرانی تشکیل میں بے قاعدگی پائی جاتی ہے۔Cr میں تشکیل $4s^2 3d^4$ ہونی چاہیے لیکن اس کی الکٹرانی تشکیل $4s^1 3d^5$ کو تسلیم کیاگیا ہے۔اسی طرح Cu میں $4s^2 3d^9$ کے بجائے $4s^1 3d^{10}$ کو اختیار کیا گیا ہے۔

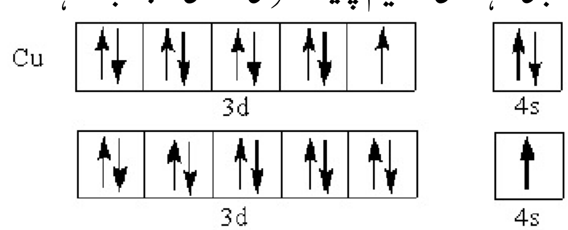
Cr $4s^1 3d^5$

Cu $4s^1 3d^{10}$

اس کا سبب یوں بیان کیا جاتا ہے نصف پُر اور مکمل پُر الکٹرانی تشکیل بہت زیادہ قیام پذیر تصور کی جاتی ہے۔ Cr میں 4sسے ایک الکٹران کو 3d میں منتقل کیا جائے تو $3d^5$ ہوگا اس کو یوں ظاہر کیا جا سکتا ہے۔



اسی طرح Cu کے لیے $4s^1 3d^{10}$ تشکیل کی صراحت کی جاتی ہے۔$4s^2$ ذیلی خول سے ایک الکٹران $3d^9$ منتقل ہو جاتا ہے جس سے الکٹرانی تشکیل $4s^1 3d^{10}$ ہو جاتی ہے جس کو قیام پذیر الکٹرانی تشکیل سمجھا جاتا ہے۔



Crاور Cu کی اس طرح الکٹرانی تشکیل کا ایک ثبوت Cr^{+1} اور Cu^{+1} تکسیدی عدد کا واقع موجود ہوتا ہے۔

2.3 آف باؤ کا اصول (Aufbau Principle)

کسی بھی جوہر میں الکٹران ایک تر تیب کے ساتھ ذیلی خول(Orbital) میں داخل ہوتے ہیں جس خول کی توانائی کم ہو اس میں الکٹران ترجیحی طو ر پر داخل ہوتا ہے۔اس اصو ل کو آف باؤ کا اصول کہا جاتا ہے اس اصول کو یوں بیان کیا جاتا ہے۔

"جوہر کی زمینی حالت (Ground State) میں الکٹران تر جیحاً کم توانائی والے ذیلی خول کو پُر کرتا ہے۔"

دوسرے الفاظ میں الکٹران پہلے کم توانائی والے ذیلی خول کو پُر کرے گا ۔ پھراس کے بڑھتی ہوئی توانائی کے لحاظ سے پُر کرے گا۔کم توانائی سے زیادہ توانائی والے ذیلی خول کی ترتیب حسب ذیل ہے۔

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s$ اس ترتیب کو جدول (1.1) میں ظاہر کیا گیا ہے اس ترتیب میں ایک نکتہ صراحت طلب ہے (3p) کے بعد الکٹران کو بلحاظ ترتیب3d ذیلی خول میں داخل ہونا چاہیے لیکن یہ (3d)کے بجائے (4s) ذیلی خول کو پہلے پُر کرتا ہے۔اس کے بعد وہ (3d) کی طرف بڑھتا ہے۔اس کی وجہ یہ ہے کہ (4s) ذیلی خول کی توانائی (3d) سے کم ہوتی ہے(آف باؤ کا اصول)۔عموماً یہ دیکھا جاتا ہے کہ (n+l) کی قیمت جس ذیلی خول کے لیے کمتر ہوگی الکٹران ترجیحاً اس ذیلی خول میں داخل ہوتا ہے مثلاً (4s) کیلے (4=0+4) قیمت 4 ہوتی ہے جبکہ (3d) کے لیے (5=2+3) اس لیے الکٹران ترجیحاً (4s) کوپورا کرے گا۔

2.4 پالی کا استثنائی اصول (Pauli's Exclusion Principle)

اس اصول کو آسٹریلیائی سائنس داں وولف گیانگ پالی (Woolf Gang Pauli) نے پیش کیا اس اصول کو اس طرح بیان کیا جاتا ہے

"کسی بھی خول میں یہ ممکن نہیں ہے کہ کسی جوہر میں کو ئی دو الکٹران کے چاروں مقاویر ی اعداد (Quantum numbers)یکساں ہوں۔"

اس اصول کو دوسرے طریقے سے بھی بیان کیا جاسکتا ہے۔

"کسی بھی جوہر کے ذیلی خول میں دو سے زائید الکٹران جن کی گردش (Spin)یکساں ہوں نہیں پائے جاتے۔"

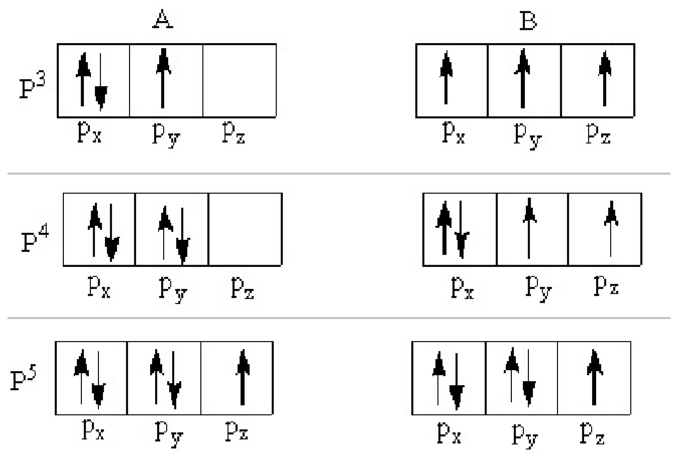
اس سے یہ نتیجہ اخذ کیا جاسکتا ہے کہ m, l, n کی قیمتیں یکساں ہوتی ہیں جبکہ sیعنی گردشی مقاویری عدد ہمیشہ مخالف ہوتے ہیں۔ چونکہ گردش دوہی قسم کی ہو سکتی ہیں ایک سمت ساعت (Clockwise) اور ایک غیر سمت ساعت (Anticlockwise) پہلی قسم کے الکٹران کو(↑)اور دوسری قسم کے الکٹران کو(↓) سے ظاہر کیا جاتا ہے۔اس اعتبار سے (s) ذیلی خول کی گنجائشsآربٹل میں دو (2) الکٹران (p) ذیلی خول کی گنجائش (6) (d) کی گنجائش (10) اور (f) ذیلی خول کی گنجائش (14) الکٹران ہوتی ہے۔

2.5 ہنڈ کا اصول (Hund's Rule)

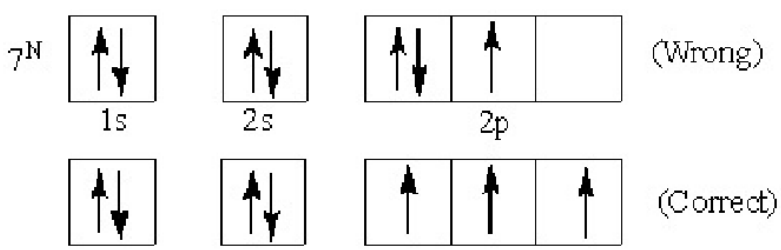
یہ اصول ایسے ذیلی خول کے بارے میں ہے جن کی توانائی یکساں ہو ایسے ذیلی خول کو مساوی توانائی والے ذیلی خول (Degenerate Orbital's) کہا جاتا ہے اس اصو ل کو اس طرح بیان کیا جاتا ہے۔

"کسی بھی Orbital میں جو ایک ہی ذیلی خول (p,d,f) سے تعلق رکھتے ہوں' ان میں الکٹران کی جوڑی اس وقت نہیں ہوگی جب تک کہ ہر آر بیٹل میں ایک ایک الکٹران داخل نہ ہو جائے"۔

ہم اس اصول کے تحت P^5,P^4,P^3 آر بیٹل کی مثالیں دیکھیں گے تو یہ اصول واضح ہو جائے گا۔



سلسلہ A الکٹران تشکیل P^3 اور P^4 کے لیے ہنڈ کے اصول کے خلاف ہے تو سلسلہ A کی الکٹرانی تشکیل غلط ہوگی جبکہ سلسلہ B کی الکٹرانی تشکیل Hund کے اصول کے عین مطابق ہے تو یہ تشکیل قابل قبول ہے P^5 میں A اور B سلسلہ میں ایک ہی تشکیل ہوگی۔ہم (7) N کی الکٹران تشکیل دیکھیں گے جس سے یہ مزید واضح ہو جائے گا۔



$1s^2 2s^2 2p^3$ N (7)

دوسری قسم کی تشکیل Hund کے اصول کے عین مطابق ہے۔

2.6 عناصر کی الکٹرانی تشکیل کی بنیاد پر جماعت بندی

جیسا کہ ہم جانتے ہیں کہ عناصر کو انکی بڑھتی ہوی جوہری عدد کی بنیاد پر درجہ بند کیا جاتا۔ عناصر مین ایک ایک جوہری عدد کا اضافہ ہوتا ہے۔ اسطرح بعد والا عنصر ' پہلے والے عنصر سے ایک الکٹران زیادہ رکھتا ہے۔ اور اسی طرح الکٹرانی ترتیب رہتی ہے۔ اضافی الکٹران پست توانائی والے مدارچہ میں داخل ہوتا ہے اور اس طرح پہلے اور بعد والے عنصر میں فرق پیدا ہوتا ہے۔ اس لیے اس کو تفرقی الکٹران (Differentiating Electron) کہتے ہیں اور اسکی خاص رول ہے۔ تفرقی الکٹران کے مدارچے میں داخلے کی بنیاد پر دوری جدول میں عناصر کی درجہ بندی کی جاتی ہے۔ مدارچہ کی بنیاد پر عناصر کو s ' p ' dاور fبلاک عناصر کے نام سے موسوم کیا جاتا ہے۔

s-بلاک عناصر (s-Block Elements)

وہ عناصر جن میں تمیزی الکٹران s۔ ذیلی خول میں داخل ہوتا ہے، s۔ بلاک کے عناصر کہلاتے ہیں۔ چونکہ اس s۔ آر بیٹل میں زیادہ سے زیادہ دو الیکٹران کی گنجائیش ہوتی ہے۔ اس لیے sبلاک میں دو گروپ پائے جاتے ہیں۔ جن کو گروپ IAاور گروپ IIA کہا جاتا ہے۔IA گروپ کے عناصر ، Li (Z=3)' Na (Z=11)، K (Z=19)، Cs (Z = 55)اور Rb (Z = 85)۔ گروپ IAعناصر کی عام بیرونی الکٹرانی تشکیل ' ns^1 ' ہے۔ اسی طرح سے IIA گروپ عناصر Be (Z=4) ' Mg(Z=12) ' Ca (Z=20) ہے۔ اس طرح IIA گروپ عناصر کی عام بیرونی الکٹرانی تشکیل ' ns^2 ' ہے۔چونکہ IA گروپ اور IIA گروپ کے عناصر میں الکٹران ' s ' مدارچہ میں داخل ہوتا ہے اس لیے ان کو's 'بلاک عناصر کہتے ہیں۔ اس بلاک کے عناصر بہت ہی متعامل دھاتیں ہوتی ہیں۔ اس لیے قدرت میں یہ آزادانہ حالت میں نہیں پائے جاتے، بلکہ صرف اپنے مرکبات کی شکل میں موجود ہوتی ہیں۔ عام طور پر ان دھاتوں کو ان کے پگھلے ہوے ہیلائیڈز کی برق پاشیدگی سے علیحدہ کیا جاتا ہے۔ مثال کے طور پر۔Na کو پگھلے ہوے NaCl کی برق پاشیدگی سے تیار کیا جاتا ہے۔ عام طور پر اس بلاک کے عناصر روانی مرکبات اور اساسی اکسائیڈ بناتے ہیں۔ اس بلاک کے عناصر 1+ یا 2+ تکسیدی عدد ظاہر کرتے ہیں۔

p-بلاک عناصر (p-Block Elements)

وہ عناصر جن میں تمیزی الکٹرانp۔ ذیلی خول میں داخل ہوتا ہے، p۔ بلاک کے عناصر کہلاتے ہیں۔ چونکہ p۔ ذیلی خول میں زیادہ سے زیادہ چھ الیکٹران رہ سکتے ہیں، اس لیے اس بلاک میں عناصر کے چھ گروپس ہوتے ہیں۔IIIA سے VII A گروپ اور صفر گروپ کے عناصر کو اس بلاک میں جگہ دی گیی ہے۔ اس گروپ کے عناصر کی عام الیکٹرانی تشکیل ns^2np^{1-6}ہوتی ہے۔

گروپ 13 کے عناصر کو بوران خاندان کے عناصر کہا جاتا ہے۔ جن کی بیرونی الیکٹرانی تشکیل ns^2np^1 ہے۔ اس گروپ کے ارکان مندرجہ ذیل ہیں۔

(Nihonium (Nh)اور Boron (B), Aluminium (Al), Gallium (Ga), Indium (In), Thallium (Tl)

گروپ 14 کے عناصر کو کاربن خاندان کے عناصر کہا جاتا ہے۔ جن کی بیرونی الیکٹرانی تشکیل ns^2np^2 ہے۔ اس گروپ کے ارکان مندرجہ ذیل ہیں۔

Carbon (C), Silicon (Si), Germanium (Ge), Tin (Sn), Lead (Pb) اور Flerovium (Fl)

گروپ 15 کے عناصر کو نائٹروجن خاندان کے عناصر کہا جاتا ہے۔ جن کی بیرونی الیکٹرانی تشکیل ns^2np^3 ہے۔ اس گروپ کے ارکان مندرجہ ذیل ہیں۔

Nitrogen (N), Phosphorus (P), Arsenic (As), Antimony (Sb) اور Bismuth (Bi)

گروپ 16 کے عناصر کو اکسیجن خاندان کے عناصر کہا جاتا ہے۔ جن کی بیرونی الیکٹرانی تشکیل ns^2np^4 ہے۔ اس گروپ کے ارکان مندرجہ ذیل ہیں۔

Oxygen (O), Sulfur (S), Selenium (Se), Tellurium (Te), Polonium (Po) اور Livermorium (Lv)

گروپ 17 کے عناصر کو ہیلوجن خاندان کے عناصر کہا جاتا ہے۔ جن کی بیرونی الیکٹرانی تشکیل ns^2np^5 ہے۔ اس گروپ کے ارکان مندرجہ ذیل ہیں۔

Fluorine (F), Chlorine (Cl), Bromine (Br), Iodine (I) اور Astatine (At)

گروپ 18 کے عناصر کو غیر عامل گیسیس کہا جاتا ہے۔ جن کی بیرونی الیکٹرانی تشکیل ns^2np^6 ہے۔ سوائے ہیلیم کے جس کی الیکٹران تشکیل $1s^2$ ہے۔ اس گروپ کے ارکان مندرجہ ذیل ہیں۔

Helium (He), Neon (Ne), Argon (Ar), Krypton (Kr), Xenon (Xe), Radon (Rn), اور Oganesson (Og)

s بلاک اور p بلاک کے جملہ عناصر مل کر نمائندہ عناصر (Representative Elements) یا اصل گروپ (Main Group Elements) کہلاتے ہیں۔ اس بلاک کے تمام عناصر غیر دھات ہیں۔ گروپ 15, 16 اور 17 کے عناصر Pnictogens, Chalcogens اور Halogens کہلاتے ہیں۔p۔ بلاک کے عناصر عام طور پر آپس میں مل کر شریک گرفتی بند سالمات بناتے ہیں، جبکہ s۔ بلاک کے عناصر کے ساتھ مل کر روانی مرکب بناتے ہیں۔ کسی بھی گروپ میں اوپر سے نیچے کی جانب غیر دھاتی خواص میں کمی واقع ہوتی ہے، جبکہ کسی دور میں بائیں سے دائیں جانب غیر دھاتی خصوصیات میں اضافہ ہوتا ہے۔ اس لیے ہمیں دوری جدول کے سیدھے جانب اوپری حصے میں سب سے زیادہ غیر دھات ملتے ہیں، جبکہ جدول میں سب سے نیچے بائیں جانب سب سے زیادہ دھات ملتے ہیں۔

d-بلاک عناصر (d-Block Elements)

وہ عناصر جن میں اخری الیکٹران d۔ آربیٹل میں داخل ہوتا ہے۔ وہ تمام عناصر d۔ بلاک کے عناصر کہلاتے ہیں۔ یہ عناصر sبلاک اور p بلاک کے درمیان sandwich کی طرح ہیں۔ اس لیے ان عناصر کو عبوری عناصر (Transition Elements) بھی کہتے ہیں۔ d۔ بلاک میں جملہ دس گروپس پایے جاتے ہیں کیونکہ پانچ d آربیٹلس میں زیادہ سے زیادہ دس الیکٹران جگہ بناسکتے ہیں۔ ان عناصر کے جوہروں میں تمیزی الیکٹران (n-1) خول میں داخل ہوتا ہے۔ d۔ بلاک عناصر کی عام الکٹرانی تشکیل $(n-1)d^{(1-10)} ns^{1-2}$ ہوتی ہے، جہاں n

4 ≥ ہے چونکہ 3d,4dاور 5d آربیٹلس الیکٹرانس سے پر ہونے سے بننے والا چوتھا سلسلہ نامکمل ہوتا ہے۔ گروپ 3 سے 12 کے عناصر اس بلاک سے تعالق رکھتے ہیں۔

3dسلسلہ------- (Sc (Z=21تا(Zn (Z-30

4dسلسلہ------- (Y (Z=39تا(Cd (Z-48

5dسلسلہ------- (La (Z=57تا(Hg (Z-80

6dسلسلہ------- (Ac (Z=89 تا(Ku (Z-104اور(Hn (Z-105

6d سلسلہ نامکمل ہوتا ہے۔ اس بلاک کے عناصر کی اہم خصوصیات مندرجہ ذیل ہیں۔

یہ سبھی دھاتیں ہیں اور ان کے تار بنائے جاسکتے ہیں۔

یہ گرمی اور برق کے اچھے موصل ہوتے ہیں۔

یہ عام طور پر رنگین مرکبات بناتے ہیں۔

یہ تماسی عامل کی طرح استعمال ہوتے ہیں۔

ان عناصر سے بھرت (Alloys) بنائے جاتے ہیں۔

f-بلاک عناصر (f-Block Elements)

دوری جدول کے نیچے رکھے گیے عناصر کی دو صفوں کو4f۔ سلسلہ یا لینتھنایڈ { (Ce (Z= 58) Lu (Z- 71 } (Lanthanides) اور4f ۔ سلسلہ یا اکٹینایڈس (Actinides) دو سلسلہ{(Ac(90 تا(103) Lr} پر مشتمل ہوتے ہیں اور ان کے جوہروں میں تمیزی الکٹران ضدما قبل خول(Anti-penultimate Shell) یا (n-2)خول میں داخل ہوتا ہے۔ ان کو بین عبوری عناسر (Inner Transition Elements) بھی کہاجاتا ہے۔ ان کے اخری خول کی مخصوص الکٹرانی تشکیل $(n-2)\ f^{1-14}(n-1)d^{0-1}ns^2$ ہے۔ ہر سلسلہ میں عناصر کے خواص ایک دوسرے سے بہت زیادہ مشابہ ہوت ہیں۔ اس لیے ان کی کیمیا بہت ہی پیچیدہ ہوتی ہے۔ لینتھنایڈس اور اکٹنیایڈس دونوں بھی dبلاک عناصر کی طرح رنگین رواں اور پیچیدہ مرکبات بنانے کی فطرت رکھتے ہیں۔ یہ پیرا مقناطیسی (Paramagentic) خواص بھی ظاہر کرتے ہیں۔

2.7 اکتسابی نتائج

ہم نے اس اکائی کے مطالعہ سے مندرجہ ذیل نتائج کو حاصل کیا۔

☆ہم نے عناصر کی جماعت بندی کے بارے میں جانکاری حاصل کی۔

☆عصری کلیہ دوریت میں واقفیت حاصل کی۔

☆عناصر کی الکٹرانی تشکیل کے بارے میں اہم اصول کے متعلق معلومات حاصل کی۔ جیسے آف باؤ کا اصول' پالی کا اصول' مزید بر آں ہنڈ کا اصول کے بارے میں بھی معلومات حاصل کی۔

☆الکٹرانی تشکیل کی بنیاد پر عناصر کی جماعت بندی اور دوری جدول کی ہیئت کے بارے میں معلومات حاصل کی۔

☆دوری خصوصیت جیسے جوہری اور روانی نصف قطر روانی قوت الکٹرانی رغبت' برقی منفیت اور موثر مرکزائی برقی بار کے بارے میں معلومات اور ان میں پائے جانے والے دوری رجحان کے بارے میں واقفیت حاصل کی۔

2.8 کلیدی الفاظ

عصری کلیہ دوریت : عناصر کی کیمیائی اور طبعی خواص ان کے جوہری عدد کا ایک دوری عمل ہے۔

دوری جدول : ہینری موسلے نے الکٹران تشکیل کی بنیاد پر عناصر کو ایک جدول کی صورت میں ترتیب دیا، جس کو دوری جدول Periodic Table کہتے ہیں اس جدول میں 7 (سات) Periods اور 16 گروپ پائے جاتے ہیں جن کو s,p,d,f بلاکس میں تقسیم کیا گیا ہے۔

آف باؤ کا اصول : جوہر کی زمینی حالت میں الکٹران ترجیحاً کم توانائی والے ذیلی خول کو پُر کرتا ہے۔ پالی کا اشثنائی اُصول کسی بھی خول میں یہ ممکن نہیں ہے کہ کسی بھی جوہر کے کسی ذیلی خول میں دو الکٹران کے چاروں مقاویری عدد یکساں ہوں۔

دوری رجحان : خواص جیسے جوہری نصف قطر' روانی نصف قطر' روانی قوت الکٹران رغبت' برقی منفیت جس انداز سے دور ہیں اور گروپ میں ان کی کیفیت میں تبدیل ہوتے ہیں اس کو دوری رجحان Periodic Trend کہتے ہیں۔

2.9 نمونہ امتحانی سوالات

معروضی جوابات کے حامل سوالات

1۔ عصری کلیہ دوریت کے مطابق کون سی بات صحیح ہے؟

(a) عناصر کے طبعی اور کیمیائی خواص عنصر کے جوہری عدد کا ایک دوری عمل ہے۔

(b) عناصر کے طبعی اور کیمیائی خواص عنصر کے جوہری کے کمیت کا ایک دوری عمل ہے۔

(c) دونوں (a) اور (b) صحیح ہیں۔

(d) ان میں سے کوئی بھی صحیح نہیں ہے۔

2۔ الکٹران کی تشکیل کرتے وقت کون کون سے کلیہ کا استعمال کیا جاتا ہے؟

(a) آف باؤ کا اصول (b) ہنڈ کا اصول (c) پالی کا اصول (d) ان میں سے سبھی

3۔ دوری جدول کے کسی بھی گروپ میں اوپر سے نیچے کی جانب چلنے پر۔

(a) برقی منفیت بڑھتی ہے (b) برقی منفیت گھٹتی ہے

(c) جوہر کی جسامت بڑھتی ہے (d) (b) اور (c) دونوں بات صحیح ہے

4۔ مندرجہ ذیل میں سے کون سا سب سے زیادہ برقی منفیت عنصر ہے۔

(a) F (b) Na (c) Cl^- (d) Mg

5۔ مندرجہ ذیل میں سے کون سا سب سے کم برقی منفیت عنصر ہے۔

(a) F (b) Na (c) Cl^- (d) Cs

مختصر جوابات کے حامل سوالات

1۔ الکٹرانی تشکیل سے کیا مراد ہے؟ Cu اور Co کی الکٹرانی تشکیل لکھیے۔

2۔ نائیٹروجن کی الکٹرانی تشکیل $1s^2 2s^2 2s^2 2px^2 2py^1$, $1s^2 2s^2 2s^2 2px^2 2py^1 2pz^1$ دونوں ممکنہ تشکیل میں ایک صحیح ہے نشاندہی کرتے ہوئے وجہ بتائیے۔

3۔ موسلے کے الکٹران تشکیل کی بنیاد پر عناصر کو کس طرح دوری جدول مین ترتیب دیا بیان کیجیے۔

4۔ مردانی قوت میں اوپر سے نیچے کی جانب گروپ میں کمی واقع ہوتی ہے تشریح کیجیے۔

5۔ روانی قوت، الکٹرانی رغبت کی تعریف ان میں پائے جانے والے دوری رجحان کی تشریح اور مثالیں دیجیے۔

طویل جوابات کے حامل سوالات

1۔ عصری کلیہ دوریت بیان کیجیے؟ نیز وضاحت کیجیے کہ موسلے نے طویل دوری جدول کو کس بنیاد پر ترتیب دیا۔ تفصیل سے لکھیے۔

2۔ الکٹرانی تشکیل سے کیا مراد ہے؟ کسی جوہر کی الکٹرانی تشکیل ظاہر کرنے کے لیے کن اصولوں کو مد نظر رکھنا چاہیئے مختصراً بیان کیجیے۔

3۔ الکٹرانی رغبت اور برقی منفیت کی تعریف کرتے ہوئے سمجھائے ان دونوں میں کیا فرق ہے ان میں دوری رجحان کو واضح کیجیے۔

4۔ آف باؤ کا اصول کو تفصیل سے بیانا کیجیے۔

اکائی- 3: دوری جدول میں عناصر کے دوری رجحانات

(Unit-3: Periodic Trends in Properties of Elements)

اکائی کے اجزا

3.0 تمہید
3.1 مقاصد
3.2 دوری رجحانات
3.2.1 جوہری اور روانی نصف قطر
3.2.2 روانی نصف قطر
3.2.3 روانی توانائی
3.2.4 الکٹرانی رغبت
3.2.5 برقی منفیت
3.2.6 موثر مرکزائی برقی بار
3.3 اکتسابی نتائج
3.4 کلیدی الفاظ
3.5 نمونہ امتحانی سوالات

3.0 تمہید

دوری جدول میں موجود عناصر کی خسوصیات میں رحجان سے مراد ان عناصر کی طبعی اور کیمیائی خصوصیات میں خاص تبدیلی کا رحجان رہتا ہے جب آپ دوری جدول مین اوپر سے نیچے اور بایئں سے دایئں کی جانب جاتے ہیں۔ دوری جدول کی عناصر کی مخصوص خصوصیات جیسے کہ جوہری نصف قطر (Atomic Radius)، روانی نصف قطر(Ionic Radii)'روانی قوت (Ionization Potential)، الکٹرانی رغبت (Electron Affinity)، برقی منفیت (Electro negativity)، اور موئثر مرکزائی بار (Effective Nuclear Charge) ایسی خصوصیات ہیں جو ہر عنصر میں دہرائی جاتی ہیں اس لیے ان تمام خصوصیات کو دوری خصوصیات کہتے ہیں تمام عناصر میں

دوری خصوصیات دور میں اور گروپ میں تبدیل ہوتی رہتی ہیں اور ان تمام تبدیلیوں کے رجحان کو ہم دوری رجحان (Periodic Trends) کہتے ہیں دوری جدول کو مکمل سمجھنے کے لیے ان رجحانات کا سرسری جائزہ لینا ضروری ہے۔

3.1 مقاصد

اس اکائی کے مطالعے کے بعد طلباء اس قابل ہو جائیں گے کہ

☆ دوری جدول کی دوری خواص جیسے جوہری نصف قطر' روانی نصف قطر' روانی قوت' الکٹرانی رغبت' برقی منفیت مرکزائی برقی بار کے بارے میں پائے جانے والے رجحان کو تفصیل سے سمجھ سکیں گے۔

3.2 عناصر کی خصوصیات میں دوری رجحان

عناصر کی مخصوص خصوصیات جیسے جوہری نصف قطر (Atomic Radius) روانی نصف قطر(Ionic Radii) روانی قوت (Ionization Potential) (الکٹرانی رغبت) (Electron Affinity)برقی منفیت (Electro Negativity) اور موئثر مرکزائی بار(Effective Nuclear Charge) ایسی خصوصیات ہیں جو ہر عنصر میں دہرائی جاتی ہیں اس لیے ان تمام خصوصیات کو دوری خصوصیات کہتے ہیں تمام عناصر میں دوری خصوصیات دور میں اور گروپ میں تبدیل ہوتی رہتی ہیں اور ان تمام تبدیلیوں کے رجحان کو ہم دوری رجحان(Periodic Trends) کہتے ہیں دوری جدول کو مکمل سمجھنے کے لیے ان رجحانات کا سرسری جائزہ لینا ضروری ہے۔

3.2.1 جوہری نصف قطر:

جوہری نصف قطر کی تعریف اس طرح بیان کی جاتی ہے۔

"جوہر کے مرکزے اور آخری Orbit کے درمیان کا فاصلہ جوہری نصف قطر کہلاتا ہے"

اس کی پیائش انگسٹرام(Angstrom Unit) میں کی جاتی ہے($A^0 = 10^{-8}$ cm یا 10^{-10} m) چونکہ جوہر کی جسامت بہت چھوٹی ہوتی ہے اس لیے اس کی پیائش آسان نہیں ہوتی. اس کو طیف نمائی طریقوں(Spectroscopic Methods) سے معلوم کیا جاتا ہے۔

اس کو مختلف طریقوں سے ظاہر کیا جاتا ہے گیس میں اس کو Covalent Radius کہتے ہیں اس سے مراد کسی بھی گیسی سالمے میں دونوں مرکزوں کے درمیان کے فاصلہ کو نصف شریک یہ گرفتی نصف قطر کہتے ہیں مثلاً Cl_2 کے سالمے کے درمیان کا فاصلہ $1.98A^0$ ہے اس کا نصف $0.97A^0$ ہوتا ہے۔یہی کلورین کے جوہر کا نصف قطر سمجھا جاتا ہے۔

اسی طرح کلورین کے جوہر کا نصف قطر ہے شریک گرفتی نصف قطر $0.66A^0$ ہوتا ہے۔دوسرا Crystal Radius یا Metalic Radius قلمی نصف قطر یا دھاتی نصف قطر یہ عموماً دھاتی قلموں میں دیکھا جاتا ہے۔چونکہ دھاتی کرسٹل میں دھاتی جوہر ایک دوسرے سے قریب چسپیدہ اور غیر متحرک ہوتے ہیں اس لیے اس کی تعریف یوں کی جاتی ہے۔

"کسی دھاتی قلم میں موجود دو متصلہ جوہروں کے مرکزوں کے درمیان کے فاصلہ کا نصف' قلمی نصف قطر' کہلاتا ہے" مثلاً سوڈیم (Na) ایک دھات ہے اس کا قلمی نصف $1.86\ A^0$ ہوتا ہے دراصل سوڈیم کے قلموں میں دو متصل سوڈیم کے جوہروں کے مرکزوں کا فاصلہ $3.72A^0$ ہوتا ہے۔ یہ فاصلہ X-ray کے ذریعہ یا طیفی طریقوں سے محسوب کیا جاتا ہے اس فاصلہ کا نصف $\frac{3.72}{2}$ جو $1.86\ A^0$ کے مساوی ہوتا ہے۔ ایک تیسرا طریقہ Vander Waals Radius ہے اس کی تعریف یوں کی جاتی ہے۔

"کسی دو متصلہ سالمات کے دو جوہروں کے مرکزوں کے درمیان فاصلہ کا نصف وانڈر وال نصف قطر ہوتا ہے جبکہ وانڈر والز قوتوں کے زیر اثر ایک دوسرے کے قریب ہو جاتے ہیں"

جدول 3.1 میں تینوں نصف قطروں کو واضح کیا گیا ہے۔

وانڈر وال قطر شریک گرفتی قطر کے مقابلے میں 40٪ فیصد زیادہ ہوتے ہیں۔

جوہری نصف قطر میں دور اور گروپ میں تبدیلی کا رجحان

ہم تینوں نصف قطر کو جوہری نصف قطر سے تعبیر کریں گے۔ ان میں دور اور گروپ میں تبدیلی کا رجحان اس طرح ہے۔

"دور (Period) میں بائیں سے دائیں جانب جوہری نصف قطر میں کمی واقع ہوتی ہے جبکہ گروپ میں اوپر سے نیچے کی جانب اضافہ واقع ہوتا ہے"

تشریح: کسی بھی دور میں عناصر کے جوہری عدد کے اضافے سے الکٹران کی تعداد میں بھی اضافہ ہوتا ہے۔ اضافہ شدہ الکٹران ایک ہی صدری مقداری عدد میں شامل ہوتے ہیں۔ جیسے جیسے جوہری عدد میں اضافہ ہوتا ہے مرکز سے کیے موثر مرکزائی قوت کشش میں اضافہ ہوتا ہے جبکہ الکٹران کی قوت دفع بہ نسبت مرکزہ کشش کے مقابلہ میں کمزور ہوتی جس سے مرکزہ الکٹران کو اپنی طرف کشش کرتا ہے جس سے سکڑاؤ یا انقباض (Contraction) واقع ہوتا ہے جس کی وجہ سے نصف قطر میں کمی واقع ہوتی ہے۔

استثناء: لانتھانائیڈس اور ایکٹی نائیڈس (Lanthanides & Actinides) میں استثنائی صورت پائی جاتی ہے اس کے علاوہ d بلاک عناصر میں بھی استثنائی کیفیت پائی جاتی ہے۔اس کا سبب d آربٹل کا کمزور حجابی اثر (Screening Effect) ہے جس کی وجہ سے شدید انقباض واقع ہو جاتا ہے۔

گروپ میں اوپر سے نیچے کی جانب عناصر میں صدری مقاویری عدد میں اضافہ ہوتا ہے اور نئے شامل ہونے والے الکٹران نئے خول (Orbit) پر داخل ہوتے ہیں جس سے مرکزے سے فاصلہ بڑھ جاتا ہے نتیجتاً مرکزائی قوت کشش کمزور پڑ جاتی ہے جس کے نتیجہ میں جوہروں کی جسامت میں اضافہ ہوتا ہے یہ تمام رجحانات جدول 3.2 سے واضح ہو جائیں گے۔

3.2.2 روانی نصف قطر(Ionic Radius)

جوہر ایک تعدیلی ذرہ ہے اگر جوہر پر برقی بار واقع ہو تو اس کو رواں (Ion) کہتے ہیں یہ مثبت رواں اور منفی رواں ہوتے ہیں جبکہ ان پر مثبت یا منفی برقی بار واقع ہو جب جوہر ایک الکٹران خارج کرتا ہے تو پروٹان کی تعداد بڑھ جاتی ہے جس سے مثبت برقی بار واقع ہوتا ہے جب مثبت برقی بار واقع ہو تو اس کو مثبت رواں یا(Positive Ion) مثبت بار کھوئے ہوئے الکٹران کی تعداد کے مساوی ہوتے ہیں مثبت رواں کا نصف قطر جوہر کے نصف قطر سے کم ہوتا ہے۔(جدول 3.1)

جدول 3.1: جوہری اور روانی نصف قطر میں تقابل

روانی نصف قطر	رواں	جوہری نصف قطر	جوہر
$0.98A^0$	Na^+	$1.57A^0$	Na
$0.50A^0$	Al^{3+}	$1.18A^0$	Al
$0.76A^0$	Fe^{3+}	$1.18A^0$	Fe
$0.64A^0$	Fe^{+3}		

جب جوہر الکٹران حاصل کرتا ہے تو اس پر منفی برقی بار واقع ہوتا ہے جس کو منفی رواں Negative ion یا Anion کہتے ہیں۔ منفی برقی بار کی تعداد جوہر کے حاصل کردہ الکٹران کی تعداد کے برابر ہوتے ہیں۔ منفی رواں کا نصف قطر جوہری نصف قطر سے زیادہ ہوتا ہے۔(جدول 3.2)

جدول 3.2: جوہری نصف قطر اور روانی نصف قطر کا تقابل

روانی نصف قطر(A^0)	رواں	جوہری نصف قطر(A^0)	جوہر
1.8	Cl^-	0.99	Cl
1.95	Br	1.14	Br
1.40	O^{2-}	0.73	O
1.84	S^{2-}	1.02	S

رجحان: روانی نصف قطر میں وہی رجحان ہے جو جوہری نصف قطر کا ہے۔ دور میں روانی نصف قطر میں کمی واقع ہوتی ہے جبکہ گروپ میں اضافہ واقع ہوتا ہے۔(جدول 3.3)

جدول 3.3: چند عناصر کے روانی نصف قطر (A^0) کا رجحان

VII	VI		III	II	I
F^- 1.33	O^{-2} 1.45		B^{3+} 0.20	Be^{++} 0.30	Li^+ 0.08
Cl^-(1.81)	S^{-2}(1.90)		Al^{3+}(0.45)	Mg^{++}(0.65)	Na^+(0.98)
Br^-(1.96)	Se^{-2} (2.02)		Ga^{3+}(0.06)	Ca^{++}(0.94)	K^+(1.33)
I^-(2.19)	Te^{-2}(2.22)		In^{3+}(0.81)	Sr^{++}(1.10)	Rb^+(1.48)
			Tl^{3+}(0.91)	Ba^{++}(1.291)	Cs^+(1.67)

3.2.3 روانی توانائی

روانی قوت یا روانی توانائی (Ionization Potential) یا (Ionization Energy) کی تعریف یوں کی جاتی ہے۔

"روانی قوت سے مراد توانائی کی وہ مقدار ہے جو کسی بھی گیسی تعدیلی جوہر کے بیرونی خول سے الکٹران کے خارج کرنے کے لیے درکار ہوتی ہے جس کی وجہ سے ایک مثبت رواں وجود میں آئے"

اس عمل کو ایک مساوات کی شکل میں ظاہر کیا جاسکتا ہے

$$M(g) + E \longrightarrow M^+(g) + e^-$$

جہاں M سے مراد دھاتی جوہر اور E سے مراد توانائی ہے جس کو روانی توانائی کہتے ہیں ایک حرارت خواہ (Endothermic) عمل ہے۔ عموماً دھاتی جوہر جن کی جسامت بڑی ہوتی ہے۔ ان کی روانی قوت کم ہوتی ہے۔ سب سے کم ترین روانی قوت قلوی دھاتوں (Group I) میں پائی جاتی ہے جبکہ ادھاتی جوہروں کی روانی قوت بہت بلند ہوتی ہے اس لیے وہ عناصر مثبت رواں بنانے کی طرف مائل نہیں ہوتے ہے جیسے پانچویں ' چھٹے اور ساتویں گروپ کے عناصر۔

تبدیلی کا رجحان: روانی قوت میں دور (Period) میں یعنی بائیں سے دائیں جانب اضافہ ہوتا ہے جبکہ گروپ میں یعنی اوپر سے نیچے کی جانب اس میں کمی واقع ہوتی ہے۔ (جدول 3.4)

جدول 3.4: پہلے اور دوسرے دور میں عناصر میں روانی قوت کی تبدیلی کا رجحان

L 59.8	Be 89.9	B 83.0	C 122.3	N –	O 140	F 332.6	Ne 2080
Na 49 -6	Mg 732	Al 50.2	Si 133.0	P 74.3	S 200.7	Cl 348.5	Ar 1521

قیمتیں kJ mol-1 میں درج کی گئیں ہیں۔

تشریح: دور میں روانی قوت میں اضافہ کی وجہ یہ ہے کہ دور میں بائیں سے دائیں جانب نصف قطر میں کمی واقع ہوتی ہے۔ جس سے بیرونی خول پر پایا جانے والا الکٹران مرکز سے قریب ہوتا ہے کیوں کہ مرکزائی کشش قوت جوہری عدد کے اضافہ کی وجہ سے بڑھ جاتی ہے۔ اس لیے دور میں جوہری نصف قطر کی کمی کی وجہ سے روانی قوت میں اضافہ ہوتا ہے۔(جدول 3.5) اس کے برخلاف گروپ میں یعنی اوپر سے نیچے کی جانب چونکہ جوہر کی جسامت میں اضافہ ہوتا ہے اور آخری خول کے الکٹران مرکز سے دُور ہوتے ہیں جس کی وجہ سے مرکزائی قوت کشش کمزور ہوتی ہے۔اس لیے الکٹران کا اخراج آسانی سے ہوتا ہے اس لیے گروپ میں روانی توانائی میں کمی واقع ہوتی ہے ذیل کی قمیتوں سے واضح ہو گا۔(جدول 3.5)

جدول3.5: پہلے گروپ میں روانی قوت کی تبدیلی(توانائی) ($kJ\ mol^{-1}$)

Li	Na	K	Rn	CS
59.8	49.6	41-9	403	37-5

مندرجہ بالا روانی قوتیں صرف پہلی روانی قوتوں کو ظاہر کرتی ہیں جب کہ دوسری تیسری روانی قوتیں بھی زیر مطالعہ ہوتی ہیں۔ دوسری روانی توانائی یک مثبت رواں سے الکٹران خارج کرنے کے لیے تیسری روانی توانائی ہے جو دو مثبت رواں M^{++}رواں سے الکٹران کے اخراج کے لیے درکار ہوتی ہے۔ چونکہ مثبت رواں سے منفی الکٹران کا اخراج بہت مشکل ہوتا ہے۔ اس کے لیے زیادہ توانائی درکار ہوتی ہے۔

$$M \xrightarrow{I\ IP} M^{+} + e^{-}$$

$$M^{+} \xrightarrow{II\ IP} M^{++} + e^{-}$$

$$M^{++} \xrightarrow{III\ IP} M^{3+} + e^{-}$$

ان تینوں روانی قوتوں کی ترتیب اس طرح ہے۔

III >> II > I´

Al کے جوہر کے بیرونی خول پر تین الکٹران پائے جاتے ہیں یہ تین الکٹران تین مرحلوں میں خارج ہوتے ہیں جن کے لیے پہلی دوسری تیسری روانی قوتیں صرف ہوتی ہیں۔

$$Al \xrightarrow{I\ IP} Al^{+} + e^{-} \quad I\ IP = 5.984\ ev$$

$$Al^{+} \xrightarrow{II\ IP} Al^{++} + e^{-} \quad II\ IP = 18.8\ ev$$

$$Al^{++} \xrightarrow{III\ IP} Al^{+++} + e^{-} \quad III\ IP = 28.44\ ev$$

3.2.4 الکٹرانی رغبت

کسی بھی جوہر کے منفی رواں سازی کے لیے جوہر کا الکٹران حاصل کرنا ضروری ہے۔ اس عمل کے دوران توانائی کا اخراج (Energy Released) ہوتی ہے۔اس توانائی کو الکٹرانی رغبت (Electron Affinity) سے تعبیر کیا جاتا ہے۔الکٹرانی رغبت کی تعریف یوں کی جاتی ہے۔

"الکٹرانی رغبت سے مراد توانائی کی وہ مقدار ہے جو کسی بھی گیسی تعدیلی جوہر کے بیرونی خول پر ایک الکٹران داخل ہونے کے دوران خارج ہوتی ہے"

$$X(g) + e^{-} \longrightarrow X^{-}(g) + EA$$

الکٹرانی رغبت کو روانی توانائی کی طرح کیلوریز یا کلو کیلوریز یا الکٹران وولٹ (Electron Volt) کی اکائیوں میں ظاہر کیا جاتا ہے یہ ایک حرارت زار (Exothermic) عمل ہے۔روانی توانائی کے بر خلاف الکٹرانی رغبت میں جو ترتیب ہے وہ بالکل مخالف ہے۔ پہلی الکٹرانی رغبت دوسری سے اور تیسری الکٹرانی رغبت سے زیادہ ہوتی ہے $I > II > III$

$$I > II$$

دوری رجحان:Period میں الکٹرانی رغبت میں اضافہ ہوتا ہے جبکہ گروپ میں اوپر سے نیچے کی جانب الکٹرانی رغبت میں کمی واقع ہوتی ہے۔ذیل کے جدول سے یہ بات واضح کی گی ہے۔(جدول3.6)

جدول3.6: دور میں الکٹرانی رغبت کا رجحان($Kcal\ mol^{-1}$)

Li	Be	B	C	N	O	F
−56.8	+66.0	−83.0	− 123.3	+31	−140.9	−333.0

گروپ میں الکٹرونی تبدیلی کا رجحان

Cl	Br	I
348.5	32.7	296.5

3.2.5 برقی منفیت

عناصر کی اہم خصوصیات میں برقی منفیت (Electro Negetivity) بھی ایک اہم خاصیت ہے اس کی تعریف اس طرح کی جاتی ہے۔

"کسی جوہر کی وہ صلاحیت ہے جس کے مطابق کسی بھی شریک گرفتی سالمہ میں الکٹران کی جوڑی کو اپنی طرف کشش کرتی ہے"۔

عموماً یہ دیکھا گیا ہے کہ چھوٹی جسامت کے جوہر الکٹران کی بندشی جوڑی کو اپنی طرف تیزی سے کشش کرتے ہیں بہ نسبت ان جوہروں کے جن کی جسامت زیادہ ہے ان کو برقی منفی عناصر (Electronegative Elements) کہا جاتا ہے عموماً وہ جوہر جن کے سب سے بیرونی خول پر الکٹران کی غیر بندشی جوڑیاں پائی جاتی ہیں ان کی برقی منفیت زیادہ ہوتی ہے جیسے لونجنی عناصر (Halogens) مثلاً فلورین (F) 'کلورین (Cl)' آکسیجن (O) وغیرہ۔ برقی منفیت کے لیے دو پیمانے مستعمل ہیں ایک Mulliken کا طریقہ اور دوسرا مشہور اور زیادہ استعمال کیا جانے والا پالنگ کا پیمانہ Pauling Scale۔ اس پیمانے کے تحت (فلورین) کی برقی منفیت سب سے زیادہ ہے اس کی قیمت 4 ہے دوسرا برقی منفی عنصر O ہے جس کی قیمت 3.5 ہے۔

دوری رجحان: برقی منفیت میں یعنی بائیں سے دائیں جانب اضافہ واقع ہوتا ہے جبکہ گروپ میں یعنی اوپر سے نیچے کی جانب کمی واقع ہوتی ہے۔

تشریح: برقی منفیت جوہر کے جسامت پر منحصر ہوتی ہے جتنی جسامت کم ہوگی اس جوہر کی بندشی الکٹران کو کشش کرنے کی صلاحیت زیادہ ہوتی ہے دور میں جب غور کریں تو دائیں سے بائیں جانب جسامت میں کمی واقع ہوتی ہے۔ اس کے ساتھ ساتھ اس کی الکٹران کی بندشی جوڑی کو کسی بھی سالمے میں اپنی طرف کشش کرنے کی صلاحیت میں اضافہ ہوتا ہے جبکہ گروپ (Group) میں اوپر سے نیچے کی جانب جسامت میں اضافہ ہوتا ہے جس کی وجہ سے برقی منفیت میں کمی واقع ہوتی ہے۔ مندرجہ ذیل جدول سے یہ بات واضح ہو جائے گی۔ (جدول 3.7)

جدول 3.7: دور میں برقی منفیت میں تبدیلی کا رجحان

I	II	III	IV	V	VI	VII
Li 1.0	Be 1.3	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.3	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
K 0.8						Br 2.8
Rb 0.8						I 2.5

Ca 0.7						

3.2.6 موثر مرکزائی برقی بار

کسی بھی جوہر کے مرکزے میں پروٹان پائے جاتے ہیں جن پر مثبت برقی بار واقع ہوتا ہے جبکہ مساوی تعداد میں الکٹران اپنے اپنے آربٹل میں موجود ہوتے ہیں ان پر منفی برقی بار ہوتا ہے چونکہ دونوں ذرات پر مخالف برقی بار واقع ہوتا ہے تو وہ ایک دوسرے کو کشش کرتے ہیں الکٹران پر مرکزے کی طرف سے قوت کشش عمل کرتی ہے جبکہ خود الکٹران میں باہم قوت دفع (Repulsive Forces) عمل کرتے ہیں ہم سب سے بیرونی خول پر پائے جانے والے الکٹران پر غور کریں گے وہ الکٹران پر اپنے آرٹبل میں موجود رہتا ہے اس پر مرکزائی قوت کشش عمل کرتی ہے یعنی (Nuclear Charge) عمل پیرا ہوتی ہے خود بیرونی الکٹران جملہ الکٹران کی وجہ سے قوت دفع عمل کرتی ہے اور نیوکلیائی برقی بار بھی عمل کرتا ہے ان بیرونی الکٹران اور مرکزے کے درمیان دیگر الکٹران موجود ہوتے ہیں جو بیرونی الکٹران کو مرکزے کی قوت سے بچاتے ہیں اس کو حجابی اثر (Screening Effect) کہتے ہیں جس کے سبب مرکز کے حقیقی مرکزائی قوت کے مقابلہ میں کم قوت ظاہر ہوتی ہے۔اس مرکزائی قوت میں تخفیف شدہ عامل قوت کو موثر مرکزائی برقی بار (Effective Nuclear Charge) سے تعبیر کیا جاتا ہے اگر Z_{eff} موثر مرکزائی برقی بار ہے اور Z_{actual} سے مراد حقیقی مرکزائی برقی بار ہے $Z_{eff}=Z_{actual}+S$ کی مساوات سے ظاہر کیا جاتا ہے جبکہ S سے مراد حجابی اثر ہے۔

3.3 اکتسابی نتائج

اس اکائی کے مطالعے کے بعد طلباء اس قابل ہو گیئے کہ

☆ دوری جدول کی دوری خواص جیسے جوہری نصف قطر، روانی نصف قطر، روانی قوت، الکٹرانی رغبت، برقی منفیت مرکزائی برقی بار کے بارے میں پائے جانے والے رجحان کے بارے میں تفصیلی معلومات حاصل کی۔

3.4 کلیدی الفاظ

1. **جوہری نصف قطر:** جوہر کے مرکزے اور آخری Orbit کے درمیان کا فاصلہ جوہری نصف قطر کہلاتا ہے
2. **روانی قوت یا روانی توانائی:** روانی قوت یا روانی توانائی (Ionization Potential) یا (Ionization Energy) سے مراد توانائی کی وہ مقدار ہے جو کسی بھی گیسی تعدیلی جوہر کے بیرونی خول سے الکٹران کے خارج کرنے کے لیے درکار ہوتی ہے جس کی وجہ سے ایک مثبت رواں وجود میں آئے۔
3. **الکٹرانی رغبت (Electron Affinity) :** الکٹرانی رغبت سے مراد توانائی کی وہ مقدار ہے جو کسی بھی گیسی تعدیلی جوہر کے بیرونی خول پر ایک الکٹران داخل ہونے کے دوران خارج ہوتی ہے۔

4۔ **برقی منفیت(Electro negativity)**: کسی جوہر کی وہ صلاحیت ہے جس کے مطابق کسی بھی شریک گرفتی سالمہ میں الکٹران کی جوڑی کو اپنی طرف کشش کرتی ہے۔

3.5 نمونہ امتحانی سوالات

معروضی جوابات کے حامل سوالات

1۔ دوری جدول کے کسی بھی گروپ میں اوپر سے نیچے کی جانب چلنے پر۔

(a)برقی منفیت بڑھتی ہے (b)برقی منفیت گھٹتی ہے

(c) جوہر کی جسامت بڑھتی ہے (d) (b) اور (c)اور دونوں بات صحیح ہے

2۔ مندرجہ ذیل میں سے کون سا سب سے زیادہ برقی منفیت عنصر ہے۔

F (a) Na (b) Cl^-(c) Mg (d)

3۔ مندرجہ ذیل میں سے کون سا سب سے کم برقی منفیت عنصر ہے۔

F (a) Na (b) Cl^-(c) Cs (d)

4۔ روانی قوت کے بارے میں کون سی بات صحیح ہے؟

(a)یہ ایک حرارت خواہ عمل ہے

(b) قلوی دھاتوں کی روانی قوت سب سے کم ہوتی ہے

(c) دوری جدول کے دور میں بائیں سے دائیں جانب چلنے پر روانی قوت میں اضافہ ہوتا ہے جبکہ گروپ میں یعنی اوپر سے نیچے کی جانب روانی قوت میں کمی ہوتی ہے۔

(d)ان میں سے سبھی صحیح باتیں ہیں

5۔ مندرجہ ذیل میں سے کس عنصر کی الکٹران رغبت سب سے زیادہ ہے؟

F (a) Na (b) Cl^-(c) Cs (d)

6۔ مندرجہ ذیل میں سے کون سی دھات Photo Cell بنانے میں استعمال کی جاتی ہے؟

Cs(a) Na (b) Ca^-(c) Mg (d)

مختصر جوابات کے حامل سوالات

1۔ جوہری نصف قطر میں دور میں یعنی دائیں سے بائیں جانب کمی واقع ہوتی ہے اس بیان کی تشریح کیجیے۔

2۔ روانی قوت میں اوپر سے نیچے کی جانب گروپ میں کمی واقع ہوتی ہے تشریح کیجیے۔

3۔ روانی قوت، الکٹرانی رغبت کی تعریف ان میں پائے جانے والے دوری رجحان کی تشریح اور مثالیں دیجیے۔

طویل جوابات کے حامل سوالات

1۔ الکٹرانی رغبت اور برقی منفیت کی تعریف کرتے ہوئے سمجھائے ان دونوں میں کیا فرق ہے ان میں دوری رجحان کو واضح کیجیے۔

2۔ موثر نیوکلیائی برقی بار یا موثر مرکزائی برقی بار سے کیا مراد ہے تشریح کیجیے۔

3۔ Effective Nuclear Charge اور Screening Effective کی تعریف بیان کیجیے دوری جدول میں اس کی اہمیت پر روشنی ڈالیے۔

اکائی- 4 : مقاویری عدد

(Unit-4: Quantum Number)

اکائی کے اجزا

4.0 تمہید

4.1 مقاصد

4.2 صدر (پرنسپل) مقاویری عدد

4.3 سمتی (ایزیمیوتھل) مقاویری عدد

4.4 مقناطیسی (میگنیٹک) مقاویری عدد

4.5 گردش (اسپن) مقاویری عدد

4.6 اکتسابی نتائج

4.7 کلیدی الفاظ

4.8 نمونہ امتحانی سوالات

4.0 تمہید

چونکہ ایک جوہر میں آر بیٹل ایک بڑی تعداد میں ممکن ہوتے ہیں۔ آر بیٹل مرکز کے اطراف کا وہ حدود ہے جہاں الیکٹران کے پائے جانے کے امکانات زیادہ سے زیادہ ہوں ۔کسی بھی ایک آر بیٹل میں زیادہ سے زیادہ دو الیکٹران ہی رہ سکتے ہیں۔ کسی بھی آر بیٹل میں موجود الیکٹران مختلف سمتوں میں ہوتے ہیں۔ ان ار بیٹل کو تین مختلف مقاویری اعداد سے نوازہ گیا ہے۔ جن کو صدر، سمتی، اور مقناطیسی مقاویری اعداد کہا جاتا ہے۔ جبکہ ان میں موجود الیکٹران کو جملہ چار مقاویری عدد سے ظاہر کیا گیا ہے۔ مقاویری اعداد کی بنا پر آر بیٹل کے مختلف اقسام ہیں۔ اور ساتھ ہی ان کی مختلف شکلیں بھی ممکن ہیں۔ جیسے s کی شکل گول ہوتی ہے۔

4.1 مقاصد

اس اکائی میں طلباء کو ایک جوہر میں آر بیٹل کا تعین کے بارے میں معلومات فراہم کی جاے گی۔ اسکے علاوہ طلباء کو ان آر بیٹل میں امتیاز، ان کی جسامت، شکل اور ان کی سمت کے بارے میں بھی جانکاری دی جاے گی۔

4.2 صدر (پرنسپل) مقاویری عدد

اس کی اہم خصوصیات مندرجہ ذیل ہیں۔

- اس کو n سے ظاہر کیا جاتا ہے۔ اور n کے لیے قدر $0, 1, 2, 3, \text{-----} \infty$ ہو سکتی ہے۔
- n الیکٹران اور مرکز کے درمیان کی اوسط دوری (Average Distance) کو بتاتی ہے۔ یعنی اس کی مدد سے جوہر کی جسامت کو معلوم کر سکتے ہیں۔ جس کو مندرجہ ذیل حصابی ضابطہ سے محسوب کر سکتے ہیں۔

$$r = \frac{n^2}{Z} \times 0.529 \text{ A}^o$$

- n کی مدد سے آر بیٹل میں موجود الیکٹران کی توانائی کو بھی محسوب کر سکتے ہیں۔ جس کو مندرجہ ذیل حصابی ضابطہ سے محسوب کیا جا سکتا ہے۔

$$E = -\frac{Z^2}{n^2} \times 313.3 \text{ K cal per mole}$$

- کسی بھی ایک آر بیٹل میں الیکٹرانس کی زیادہ سے زیادہ مقدار کا تعین $2n^2$ کی مدد سے کر سکتے ہیں۔
- n کی مدد سے اربٹ (Orbit) میں موجود مختلف خول جیسے بارے میں بھی جانکاری حاصل ہوتی ہے۔
- n کی قدر بڑھنے کے ساتھ ساتھ توانائی بھی بڑھتی ہے۔
- n کی مدد سے زاویای معیار حرکت (Angular Momentum) کو مندرجہ ذیل حصابی ضابطہ کی مدد سے محسوب کر سکتے ہیں۔

$$mvr = nh / 2$$

- n کی مدد سے جملہ آر بیٹل کی تعداد کو n^2 ضابطہ کی مدد سے حاصل کر سکتے ہیں۔

Level (n)	Maximum number of electrons
1	2
2	8
3	18

4	32

4.3 سمتی (ایزیمیوتھل) مقاویری عدد

- اس کو l سے ظاہر کیا جاتا ہے۔ اور اس کا دوسرا نام زاویای مقاویری عدد (Angular Quantum Number) ہے ۔
- یہ ذیلی خول (sub Shell) کی تعداد جس میں کی الیکٹران موجود ہوتا ہے، کو بتاتی ہے۔
- یہ ذیلی خول کی شکل کو بھی بیان کرتی ہے۔
- یہ ذیلی خول کی توانائی (s<p<d<f) کو بھی بیان کرتی ہے۔
- l کے لیے عدد ہمیشہ (n-1) سے 0 ہوگا جہاں n پرنسپل مقاویری عدد ہے۔

n =1, l =0,

n = 2, l = 0 &1

n = 3, l= 0,1 & 2

n= 4, l= 0,1,2 &3

Value of l	Name of Sub shell	Shape of Sub shell
0	s	Spherical
1	p	Dumble
2	d	Double dumble
3	f	Complex

- ذیلی خول میں الیکٹران کی زیادہ سے زیادہ تعداد 2 (2l+1) کے برابر ہوتی ہے۔

Sub shell	Number of Electrons
s	2

p	6
d	10
f	14

- یہ آر بیٹل کے زاویائی معیار حرکت کو بھی ظاہر کرتی ہے جو کہ $(L = \sqrt{l(l+1)}) * (h/2\pi)$ کے برابر ہوتی ہے.
- الیکٹران کی توانائی n اور l کے عدد پر منحصر کرتی ہے کیونکہ جملہ توانایی (n+l) برابر ہوتی ہے۔

4.4 مقناطیسی(میگنیٹک) مقاویری عدد

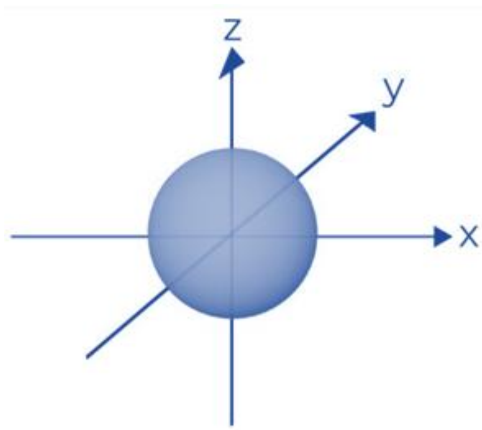
- اس کو m سے ظاہر کیا جاتا ہے۔
- یہ کسی بھی ذیلی خول میں موجود جملہ آر بیٹل کی تعداد اور اس میں موجود الیکٹران کی تعداد کو بھی بتاتی ہے۔
- M کی قدر $-l$ سے شروع ہو کر صفر سے ہوتی ہوئی $+l$ تک ہوتی ہے یعنی $-l, 0, +l$۔
- کسی دی گئی n کی قدر کے لیے، جملہ m کی قدر n^2 کے برابر ہوتی ہے۔
- کسی دی گیی l کی قدر کے لیے، جملہ m کی قدر (2l+1) کے برابر ہوتی ہے۔
- ایسے آر بیٹل جن کی توانائی برابر ہوتی ہیں، Degenerate آر بیٹل کہلاتے ہیں۔ مثال کے طور پر۔p- آر بیٹل میں جملہ تین اس طرح کے آر بیٹل ہوتے ہیں جن کو p_x, p_y اور p_z کے نام سے جانا جاتا ہے۔ جبکہ s- آر بیٹل میں کوئی بھی Degenerate آر بیٹل نہیں ہوتا ہے۔

4.5 گردش(اسپن) مقاویری عدد

- اس کو s سے ظاہر کیا جاتا ہے۔
- کسی بھی ایک الیکٹران کے لیے s کی قدر ½ + or ½ - ہوتی ہے جو کہ الیکٹران کی گھومنے کی سمت کو بتاتی ہے۔
- الکٹران کی گردش گھڑی کی سمت (Clockwise) میں یا گھڑی کی غیر سمت (Anticlockwise) میں ہوتی ہے۔
- یہ گردش زاویای معیار حرکت کی قدر کو ظاہر کرتی ہے جو کہ $\frac{h}{2\Pi} s^{(s+1)}$ کے مساوی ہوتا ہے۔
- یہ مقاویری عدد Schrödinger equation سے حاصل شدہ مقاویری عدد نہیں ہے۔
- **آر بیٹل کی شکلیں**
- **s- آر بیٹل کی شکل و خصوصیات**

s۔ آر بیٹل کے لیے، 0 = 1 اور 0 = m, اس لیے الیکٹران کے پایے جانے کے امکانات سبھی سمتوں میں مساوی ہوتے ہیں۔
اس لیے s۔ آر بیٹل Unidirectional ہوتا ہے۔اس لیے یہ شکل میں گول ہوتا ہے(شکل-4.1)۔
s۔ کی جسامت اور توانائی n کی قدر بڑھنے کے ساتھ صحی ترتیب اس طرح ہے۔

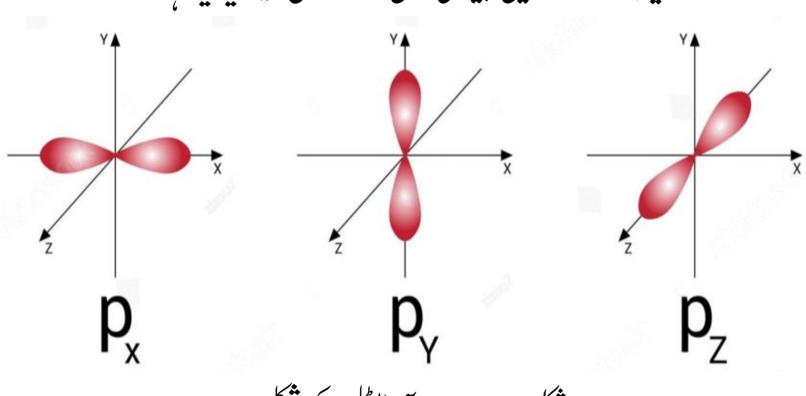
$$1s < 2s < 3s < 4s$$



شکل-4.1 : s۔ آر بیٹل کی شکل

- **p۔ آر بیٹل کی شکل و خصوصیات**

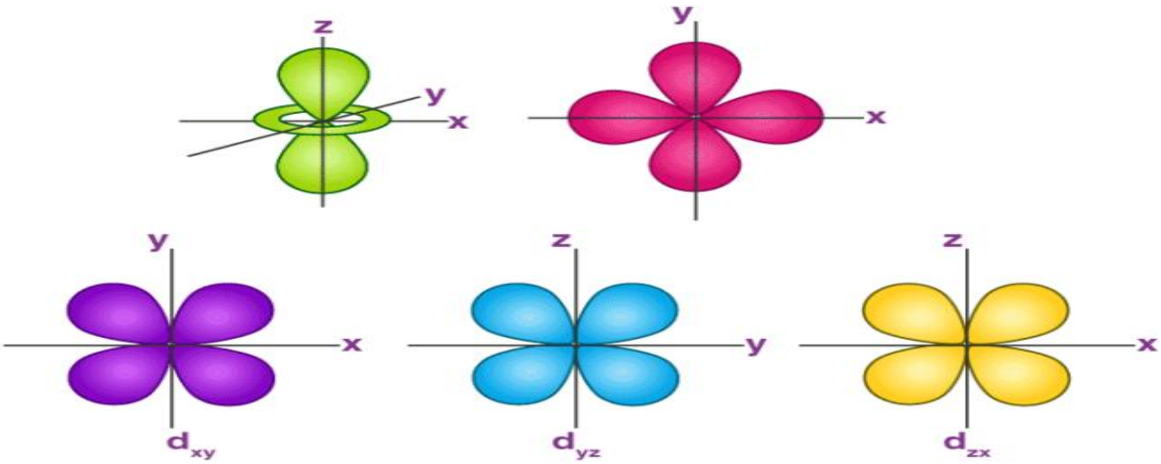
P۔ آر بیٹل کے لیے، $l = 1, m = +1, 0, -1$،یعنی تین آر بیٹل جن کو p_x, p_y اور p_z سے ظاہر کیا جاتا ہے۔
P۔ آر بیٹل میں سمتی خصوصیات ہوتی ہیں۔
P۔ آر بیٹل کی شکل ڈمرو جیسی ہوتی ہے جس میں دو lobes ایک دوسرے کے مخالف سمت میں ہوتے ہیں اور ایک دوسرے سے Nodal plane کے ذریعہ الگ ہوتے ہیں جیسا کی شکل-4.2 میں دیکھایا گیا ہے۔



شکل-4.2: p۔ آر بیٹلس کی شکلیں

- **d۔ آر بیٹل کی شکل و خصوصیات**

- **d**۔ ذیلی خول کے لیے $l = 2, m = -2, -1, 0, +1, +2$، جس سے یہ معلوم ہوتا ہے کہ d میں جملہ پانچ آر بیٹل ہوتے ہیں جن کہ dxy, dyz, dzx, dx^2-dy^2 اور dz^2 جیسا کہ (شکل-4.3)۔ میں دیکھا گیا ہے۔
- d۔ آر بیٹل کی شکل دوہرہ ڈمبل جیسی ہوتی ہے۔
- d۔ آر بیٹل میں سمتی خصوصیات ہوتی ہیں۔



شکل-4.3: d آر بیٹلس کی شکلیں

- **f۔ آر بیٹل کی شکل و خصوصیات**

f۔ ذیلی خول کے لیے $l = 3, m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$، جس سے یہ معلوم ہوتا ہے کہ f میں جملہ سات آر بیٹل ہوتے ہیں اور ان کی شکل پیچدہ ہوتی ہے۔

4.6 اکتسابی نتائج

اس اکائی کو پڑھنے کے بعد طلباء اس قابل ہو گئے کے کس طرح ایک جوہر میں آر بیٹل کا تعین کیا جاتا ھے۔ اسکے علاوہ طلباء نے ان آر بیٹل میں امتیاز، ان کی جسامت، شکل اور ان کی سمت کے بارے میں بھی مکمل جانکاری حاصل کی۔۔

4.7 کلیدی الفاظ

1. آر بیٹل: مرکز کے اطراف کا وہ حصہ جہاں الیکٹران کے جانے کے امکانات ہوں۔
2. s ۔ آر بیٹل: اس کی شکل گیند جیسی گول ہوتی ہے۔
3. p ۔ آر بیٹل: اس کی شکل ڈمرو (Dumbell) جیسی ہوتی ہے۔
4. d ۔ آر بیٹل: اس کی شکل دوہرے ڈمرو (Double Dumbell) جیسی ہوتی ہے۔

5. f ۔ آر بٹیل: اس کی کوئی خاص شکل نہیں ہوتی ہے یعنی غیر متعین۔

6. میگنیٹک مقاویری عدد : اس کی مدد سے کسی بھی آر بٹیل میں جملہ Shell کی تعداد کا متعین کر سکتے ہیں۔

7. اسپن مقاویری عدد : اس کی مدد سے کسی بھی اایک آر بٹیل میں موجود الیکٹران کی سمت کا متعین کر سکتے ہیں۔

4.8 نمونہ امتحانی سوالات

معروضی جوابات کے حامل سوالات

1. آر بٹیل کی تعریف لکھیے۔
2. کس آر بٹیل کی شکل گیند جیسی گول ہوتی ہے۔
3. کس آر بٹیل کی شکل ڈمرو جیسی ہوتی ہے۔
4. کس آر بٹیل کی شکل دوہرے ڈمرو جیسی ہوتی ہے۔
5. ایزیمیوتھل مقاویری عدد کی ایک اہمیت لکھیے
6. میگنیٹک مقاویری عدد کی ایک اہمیت لکھیے۔
7. اسپن مقاویری عدد کی اہمییت لکھیے۔

مختصر جوابات کے حامل سوالات

1. میگنیٹک مقاویری عدد کی اہمیت کو بیان کیجیے۔
2. ایزیمیوتھل مقاویری عدد کی اہمیت کو بیان کیجیے۔
3. Na (11) کے لیے الیکٹران کی تشکیل لکھیے اور اس کے آخری الیکٹران کے لیے چاروں مقاویری عدد کو لکھیے۔
4. Ca (20) کے لیے الیکٹران کی تشکیل لکھیے اور اس کے آخری الیکٹران کے لیے چاروں مقاویری عدد کو لکھیے۔
5. مندرجہ ذیل مقاویری عدد کو آر بٹیل کی شکل میں کیسے ظاہر کرینگے۔

$n = 2, \quad l = 2,$

$n = 3, \quad l=0,$

$n = 4, \quad l = 3,$

$n = 2, \quad l = 1,$

6. 3s ,4d, 3p اور 4f کے لیے n,l & m کے عدد کو لکھیے۔

طویل جوابات کے حامل سوالات

1. آر بٹیل کی تعریف لکھیے اور مختلف آر بٹیل کے نام و شکل اتاریے

2. مندرجہ ذیل پر نوٹ لکھیے۔

(i) ایزیمیوتھل مقاویری عدد

(ii) میگنیٹک مقاویری عدد

3. مندرجہ ذیل مقاویری عدد کی اہمیت بیان کیجیے۔

(i) صدری مقویری عدد

(ii) گردش مقویری عدد

.

اکائی-5: روانی بند

(Unit-5: Ionic Bond)

اکائی کے اجزاء

5.0 تمہید

5.1 مقاصد

5.2 روانی بند کیا ہے اور اس کی تشکیل

5.3 جسامت متناسب کلیہ اور اسکے حدود

5.4 قلمی جالی کی توانائی

5.5 بورن۔ہیبر سائیکل اور اس کی اہمیت

5.6 سالویشن توانائی

5.7 اکتسابی نتائج

5.8 کلیدی الفاظ

5.9 نمونہ امتحانی سوالات

5.0 تمہید

جیسا کہ ہم جانتے ہیں کہ ہمارے اطراف مختلف جاندار اور بے جاندار اشیاہ موجود ہیں۔ وہ تمام کیمیائی بند سے بنے ہوتے ہیں۔ مثال کے طور پر۔ پھل، فروٹس، جانور، پیڑ پودے، گھڑی مشین وغیرہ۔وغیرہ۔ ان کیمیائی بند کی تشریح Kossel-Lewis Approach ,Valence Shell Electron Repulsion Theory, Valence Bond Theory, اور Molecular Orbital Theory کی بنیاد پر کی جاتی ہے۔ عام طور پر کیمیای بند تین طرح کے ہوتے ہیں

(i) روانی بند (Ionic Bond) (ii) شریک گرفتی بند(Covalent Bond) اور (iii) دھاتو بند(Metallic Bond)۔

اس اکائی میں ہم صرف روانی بند کے بارے میں مطالعہ کرینگے۔

اب سوال یہ ہے کہ جوہر آپس میں مل کر بند کیوں بناتے ہیں۔اس کا جواب یہ کہ ہر ایک جوہر بند بناتے وقت اپنی توآنائی کا استعمال کرتا ہے اور مستحکمیت حاصل کرتا ہے۔

ہر ایک جوہر میں مستحکمیت دوبات پر منحصر کرتی ہے۔

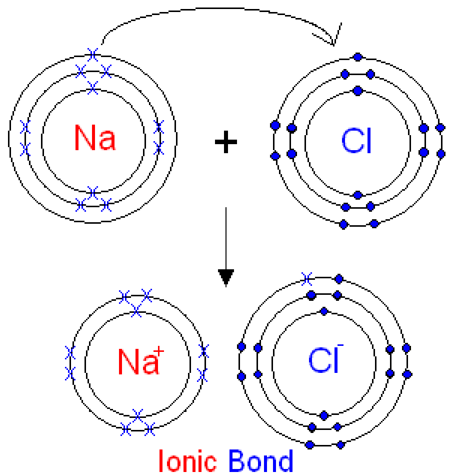
- بند بننے کے بعد توانائی میں کمی۔
- ہر ایک جوہر کے ذریعہ نوبل گیس الیکٹر آنی تشکیل حاصل کرنا۔
- "وہ کشش جو دو جوہر، رواں اور سالمہ کو آپس میں باندھ کر کیمیائی مرکبات بنائے، کیمیائی بند کہلاتا ہے"۔ بند بنانے کے بعد ہر ایک جوہر نوبل گیس جیسی الکیٹر آنی تشکیل حاصل کرتا ہے۔ ہمیشہ بند بننے کے بعد توانائی گھٹتی ہے۔ جتنی کم توانائی ہوگی، سالمہ اتنا ہی مستحکم ہوگا۔

ڈپلیٹ کلیہ (Duplet Rule) اور ہشتہ کلیہ (Octet Rule)

ڈپلیٹ کلیہ کے مطابق، ہائیڈروجن جوہر بند (Bond) بنانے کے بعد اپنے گرفتی خول میں دو الیکٹران یعنی ہیلیم نوبل گیس کی الیکٹرانی تشکیل حاصل کرلیتا ہے۔

ہشتہ کلیہ کے مطابق، ہر ایک جوہر الیکٹران کو کھو کر یا حاصل کرکے یا پھر الیکٹران کے اشتراک کے ذریعہ اپنے گرفتی خول میں اٹھ الیکٹران حاصل کرنے کے لیے ترجیح دیتے ہیں، جس کو ہشتہ کا اصول (Octet Rule) کہتے ہیں۔ اس کلیہ کو 1916 میں کوسل اور لیوس (W. Kossel and G. Lewis) نے پیش کیا۔

مثال کے طور پر۔ سوڈیم اور کلورین اپس میں مل کر سوڈیم کلورآئیڈ بناتے ہیں۔ جس کو مندرجہ ذیل شکل کی مدد سے بیان کیا گیا ہے۔



شکل 5.1 : سوڈیم کلورآئیڈ کے سالمہ میں رواں بند

سوڈیم کے آخری خول میں ایک الیکٹران ہے اور کلورین کے آخری خول میں سات الیکٹران ہیں۔ سوڈیم اپنا آخری الیکٹران کھو کر آٹھ الیکٹران مکمل کرتا ہے یعنی نوبل گیس نیون جیسی الیکٹرانی تشکیل حاصل کرلیتا ہے، جبکہ کلورین ایک الیکٹران حاصل کرکے بھی آٹھ الیکٹران حاصل کرتا ہے یعنی نوبل گیس آرگن جیسی الکٹرانی تشکیل حاصل کرلیتا ہے۔ اس پورے عمل کے دوران کچھ نہ کچھ توانائی درکار ہوتی ہے اس طرح ہم یہ کہسکتے ہیں کہ بند کا مقصد توانائی کم کرنا اور مستحکمیت حاصل کرنا ہے۔

5.1 مقاصد

اس اکائی میں طلباء روانی بند کیاہے،اس کی تشکیل،اور اس بند کی نسبت سے حاصل ہونے والے مرکبات، جن کو روانی مرکبات کہتے ہیں، کی عام خصوصیات کی جانکاری حاصل کرینگے۔ ان مرکبات میں موجود مثبت اور منفی رواں اور ان کی جسامت کے اثر کے بارے میں تفصیل سے بتلایا جائے گا۔ طلباء کو نصف قطری نسبت کے اصول (Radius Ratio Rule) اور اس کی حدودیں کے بارے میں بھی جان کاری دی جائے گی۔

5.2 روانی بند کیاہے اور اس کی تشکیل

عام طور پر روانی بند ایک دھات اور ایک غیر دھات کے درمیان بنتا ہے۔ اس طرح کے بند میں الیکٹران ایک جوہر سے دوسرے جوہر پر مکمل طور پر منتقل ہوتے ہیں۔ کیونکہ دھات کی فطرت الیکٹران کھونے کی ہوتی ہے جب کہ غیر دھات کی فطرت الیکٹران حاصل کرنے کی ہوتی ہے۔ اس بند کا دوسرا نام برقی گرفتی بند (Electrovalent Bond) ہے۔ اس بات کو کیلشیم کلورائیڈ کی مثال دے کر سمجھا سکتے ہیں۔

کیلشیم (Ca) کی الیکٹرانک تشکیل اس طرح سے ہے۔

$$1s^2,2s^2,2p^6,3s^2, 3p^6,4s^2\ (2,8,8,2)$$

کلورین (Cl) کے لیے الیکٹران کی تشکیل اس طرح ہے۔

$$1s^2,2s^2,2p^6,3s^2, 3p^5\ (2,8,7)$$

چونکہ کیلشیم دھات ہے، یہ اپنا ایک گرفتی الیکٹران خو کر اپنی گرفتی خول میں اٹھ الیکٹران مکمل پر کرلیتا ہے اور مثبت رواں بناتا ہے۔ اس کے برعکس، کلورین، چونکہ غیر دھات ہے، ہر کلورین جوہر ایک۔ ایک الیکٹران حاصل کر کے اپنی گرفتی خول میں اٹھ الیکٹران مکمل کرلیتا ہے اور منفی رواں بناتا ہے۔

دوری جدول کے گروپ I (Group-I) کے تمام عناصر اور گروپ VII کے تمام عناصر اپس میں مل کر اس بند کی تشکیل کرتے ہیں۔ اسی طرح سے، گروپ II اور گروپ VI کے تمام عناصر اپس میں مل کر اس بند کی تشکیل کرتے ہیں۔

5.2.1 روانی بند بنانے کی شرائط

روانی قوہ :

کسی بھی تنہا گیسی جوہر کی سکونی حالت سے ایک الیکٹران کو خارج کرنے کے لیے درکار توانایی، کو روانی قوہ کہتے ہیں۔ اس عمل سے جوہر مثبت بار حاصل کرتا ہے۔ چونکہ اس عمل کے دوران توانائی کی ضرورت ہوتی ہے، اس لیے یہ ایک Endothermic Process کی مثال ہے۔ اس کو مندرجہ ذیل طریقہ سے ظاہر کرسکتے ہیں۔

$$A_{(g)} + IE \text{ ---------- } A^{+} + e^{-}$$

دوری جدول کے گروپ میں، یہ خصوصیت اوپر سے نیچے کی جانب گھٹتی ہے۔ دھات کے لیے اس کی قدر بہت کم ہوتی ہے۔ جن میں سیزیم (Cs) دھات کے لیے اس کی قدر سب سے کم ہوتی ہے۔ روانی بند کی تشکیل کے لیے یہ ضروری ہے کہ ایک جوہر کے پاس روانی قوت کم ہونی چاہیے۔ مثال کے طور پر۔ پوٹاشیم (K) (IP 495.57 kJ per mol)، بہ نسبت سوڈیم (Na) (IP 519.82 kJ per mol) کے آسانی سے مثبت روان بناتا ہے اور بہ آسانی روانی مرکبات بناتا ہے۔

الیکٹران رغبت : کسی بھی تنہا گیسی جوہر میں ایک الیکٹران کو ڈالنے کے بعد خارج ہوی گرمی کو الیکٹران رغبت کہتے ہیں۔ اس عمل سے جوہر منفی بار حاصل کرتا ہے۔ اور منفی رواں کی تشکیل ہوتی ہے۔ چونکہ اس عمل کے دوران گرمی خارج ہوتی ہے اس لیے یہ عمل ایک Exothermic Process ہے۔ اس کو مندرجہ ذیل طریقہ سے ظاہر کرسکتے ہیں۔

$$A_{(g)} + e^{-} \text{ ------- } A^{-} + \text{Heat}$$

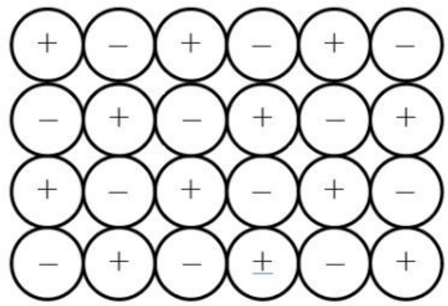
دوری جدول کے گروپ میں، یہ خصوصیت اوپر سے نیچے کی جانب گھٹتی ہے۔ غیر دھات کے لیے اس کی قدر زیادہ ہوتی ہے۔ ان سب میں کلورین کے لیے اس کی قدر سب سے زیادہ ہوتی ہے۔ روانی بند کی تشکیل کے لیے یہ ضروری ہے کہ ایک جوہر کے پاس روانی قوت زیادہ ہونی چاہیے۔

قلمی جالی توانائی:

جب کسی بھی ایک مول قلمی شئے کی تشکیل، اس کے گیسی رواں سے ہونے کے دوران خارج توانائی، قلم کی جالی کی توانائی (Lattice Energy) کہلاتی ہے۔ مثال کے طور پر: $Na^{+}_{(g)} + Cl^{-}_{(g)} \text{ --------- } NaCl_{(s)}, U = -782.0$ kJ per mol جتنی زیادہ جالی کی توانائی ہوگی، اتنا ہی روانی بند میں مستحکمت ہوگی۔ اور اس کا اتنا زیادہ نقطہ اماعت بھی ہوگا۔

5.3 روانی مرکبات کے خواص

طبعی حالت : روانی مرکبات سخت و ٹھوس قلمی جال ہوتے ہیں۔



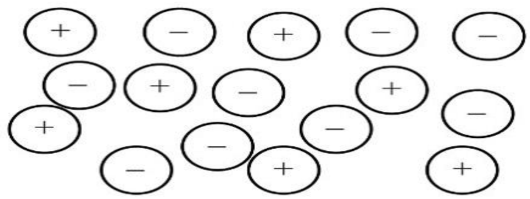
شکل5.2: روانی مرکبات کی ٹھوس قلمی حالت

- **حل پذیری :** روانی مرکبات قطبی محللوں جیسے پانی میں حل ہوتے ہیں، لیکن غیر قطبی محللوں جیسے کاربن ٹیٹرا کلورائیڈ (CCl_4)، بینزین وغیرہ میں ان کی حل پذیری قابل نظر انداز ہوتی ہے۔ مثال کے طور پر۔ جب نمک ($NaCl$) کو پانی یا کسی دوسرے قطبی محلل میں حل کیا جاتا ہے، تو اس کے اجزاے ترکیبی رواں Na^+ اور Cl^- پانی کے ساتھ محلیدہ (Solvated) ہو جاتے ہیں۔ ان رواں کے درمیان بندشی قوتیں گھٹ جاتی ہیں جس کے نتیجے میں قلمی جالی ٹوٹ جاتی ہے یعنی شے حل ہو جاتی ہے۔ غیر قطبی محللوں میں برقی بار والے مرکزوں کی غیر موجودگی کی وجہ سے رواں علیحدہ نہیں ہوتے۔ جس سے بین روانی قوت کشش میں کوئی تبدیلی واقع نہیں ہوتی۔ اس لیے اشیاء حل نہیں ہوتیں۔ کسی بھی محلل کے کردار کا تعین اس محلل کے برق ناگذار مستقل (Dielectric Constant) سے کیا جاتا ہے۔ جس محلل کا برق ناگذار مستقل جتنا زیادہ ہو گا، روانی مرکبات کے لیے وہ اتنا ہی اچھا ہو گا۔
- **نقطہ جوش و نقطہ اماعت :** روانی مرکبات کے نقطہ جوش و نقطہ اماعت بلند ہوتے ہیں کیونکہ قلمی جالی میں موجود مثبت و منفی رواں آپس میں ایک مضبوط کشش جس کو برقی سکونی قوت (Electrostatic Force) کہتے ہیں، سے جڑے ہوتے ہیں , جس کو توڑنے کے لیے بہت زیادہ مقدار میں توانائی کدرکار ہوتی ہے۔ کچھ مخصوص روانی مرکبات کے نقطہ جوش و نقطہ اماعت جدول 5.1 میں دے گیے ہیں۔

جدول5.1: مخصوص روانی مرکبات کے نقطہ جوش و نقطہ اماعت

روانی مرکب	نقطہ جوش(K)	نقطہ اماعت(K)
سوڈیم کلورائیڈ($NaCl$)	1686	1774
لیتھیم کلورائیڈ($LiCl$)	1600	887
کیلشیم کلورائیڈ($CaCl_2$)	1900	1045
کیلشیم آکسائیڈ(CaO)	3120	2850
میگنیشیم آکسائیڈ(MgO)	1685	981

- **بہترین موصل برق** : روانی مرکبات اپنی پگھلی ہوئی حالت میں یا آبی محلول کی حالت میں برق کو گزرنے کی اجازت دیتے ہیں یعنی یہ بہترین موصل برق ہوتے ہیں۔ پگھلی ہوئی حالت یا ان کے آبی محلول میں روانی مرکبات کی برق پاشیدگی عمل میں آتی ہے۔ اس لیے روانی مرکبات برق پاشیدے کہلاتے ہیں۔ یہ کبھی بھی ٹھوس حالت میں برق کو گزرنے کی اجازت نہیں دیتے ہیں۔(شکل-5.3)



شکل 5.3: پگھلی یا محلول کی حالت میں روانی مرکبات

- **غیر سمتی فطرت** : روانی مرکبات میں پایی جانے والی قطبی بند کی غیر سمتی نوعیت کی وجہ سے یہ مرکبات ہم ترکیبیت کا اظہار نہیں کرتے ہیں۔

5.3 جسامت متناسب کلیہ اور اس کی حدود

روانی مرکب میں مثبت اور منفی رواں کی جسامت کی مدد سے انکے قلمی حالت کو باآسانی سمجھا جاسکتا ہے۔ قطری متناسب (Radius Ratio) کی تعریف اس طرح سے کرسکتے ہیں۔ مثبت اور منفی رواں کے سائز کا **تقسیم** کو کہتے ہیں۔

Radius ratio = Radius of Cation / Radius of Anion

جسامت متناسب = مثبت رواں کی جسامت / منفی رواں کی جسامت

$$R = \frac{r^{+}}{r^{-}}$$

R کی قدر سے روانی مرکب کی جسامت اور شکل کو پتا کرسکتے ہیں، جو کہ مندرجہ ذیل جدول 5.2 میں دکھائی گئی ہے۔

جدول 5.2:

قلمی شکلیں	R
منصوبہ ساز (Planer)	0.225-0.155
چو سطحی (Tetrahedral)	0.414-0.225
آٹھ رخوں والا (Octahedral)	0.732-0.414
Cubic	0.732-1.0

حدود دیں۔ $\frac{r^+}{r^-}$ تناسب ہمیشہ صحیح نہیں اترتے ہیں، کیونکہ قلمی شکل تبدیل ہو جاتی ہیں۔ جس کی وجہ سے کسی بھی روانی ٹھوس میں 100 فیصد روانی بندش ممکن نہیں ہے۔

5.4 قلمی جالی توانائی۔ جالی کی توانائی اور برن ہیبر دور

گیسی رواں سے جب ایک مول قلمی شئے بنتی ہے، تو خارج ہونے والی توانائی کو قلم کی جالی کی توانائی کہتے ہیں۔ اس کو U سے ظاہر کیا جاتا ہے۔ مثال کے طور پر۔ ایک مول سوڈیم کلورائیڈ کے قلم کی تشکیل کے لیے جالی توانائی U = −782.0 kJ per mol

$$Na^+_{(g)} + Cl^-_{(g)} \longrightarrow NaCl_{(s)}$$

جالی کی توانائی مندرجہ ذیل بات پر منحصر کرتی ہے۔

- رواں پر جتنا زیادہ بار ہو گا، اتنا ہی زیادہ برقی سکونی کشش ہو گی، جالی کی توانائی بڑھتی ہے۔ یعنی

Lattice energy (U) α Charge on ions

- رواں کی جسامت بڑھنے کے ساتھ ساتھ، رواں کے درمیان دوری بڑھیگی، جس سے برقی سکونی قوت کم ہو گا، تو جالی کی توانائی گھٹتی ہے۔ یعنی

Lattice energy (U) α 1/ Size of ions.

مثال کے طور پر۔ NaF, MgF_2 اور AlF_3 میں، AlF_3 کی جالی کی توانائی (Lattice Energy) سب سے زیادہ ہو گی، کیونکہ، Al پر سب سے زیادہ بار ہے۔

NaCl اور KCl میں، NaCl کی جالی کی توانائی زیادہ ہو گی کیونکہ جسامت بڑھنے پر توانائی گھٹتی ہے۔

جالی کی توانائی کی پیمائش راست طور پر نہیں کی جاسکتی ہے، لیکن حرکیاتی ڈاٹا(Thermodynamic Data) سے بارن ہیبر دور (Born Haber Cycle) کا استعمال کر کے تجرباتی قیمتوں کو حاصل کیا جاسکتا ہے۔ کسی قلم میں رواں کو جکڑ کر رکھنے کے لیے درکار جملہ توانائی، جالی کی توانائی (U) کہلاتی ہے۔ یہ کشش اور دفعہ کی قوتوں کا مجموعہ ہوتی ہے۔ جس کو مندرجہ ذیل ضابطہ سے محسوب کیا جاتا ہے۔ جس کو Born− Lande مساوات کہتے ہیں۔

$$U = AZ^+.Z^-e^2 N_o/r_o [1-1/n]$$

اس مساوات میں۔

A۔ میڈلنگ کا مستقل ہے۔ یہ قلم کی جیومیٹری پر منحصر کرتا ہے۔

Z^+, Z^-۔ منفی اور مثبت رواں پر موجود بار۔

E۔ الیکٹران کا بار۔

r۔ مخالف برقی بار والے رواں کے درمیان فاصلہ۔

n۔ یہ ایک مستقل ہے جو کہ Born Exponent کہلاتا ہے۔ اس کی قدر الگ۔ الگ غیر عامل گیس کے لیے الگ۔ الگ ہوتی ہے۔ جیسے ہلیئیم کے لیے 5، نیون کے 7، آرگن کے لیے 9، اور کرپٹن کے لیے 10 ہوتی ہے۔ اس کا تعین Compressibility Measurement سے کیا جاتا ہے، جبکہ جالی میں مثبت رواں اور منفی رواں تعادلی فاصلہ r= ro پر ہوں، اس حالے مین قلم میں کششی قوتیں، دفعہ قوتیں کے مساوی ہوتی ہیں۔ اس مساوات سے حاصل U کی قدر سوڈیم کلورائیڈ کے لیے 778 kJper mol– ہے اور کمرے کے درجہ حرارت پر بورن ہابیر کو استعمال کر کے سوڈیم کلورائیڈ کے لیے U کی قدر 775 kJper mol ہے۔ یہ دونون ایک دوسرے کے مواقفت میں ہے۔

اس سے یہ صاف ظاہر ہوتا ہے کہ قلمی جالی میں رواں زیادہ قیام پذیر ہوتے ہیں بہ نسبت آزاد حالت کے۔ قدرتی طور پر واقع ہونے والے معملات میں جالی توانائی قابل غور ہوتی ہے اور توانائی کو محسوب کرنے کے دوران اس کو نظر انداز نہیں کیا جاسکتا ہے۔ روانی قلموں کی تیاری کے دوران ہونے والی توانائی کی تبدیلیون پر کلیہ بقاے توانائی مستقل حرارت کے مجموعے کے لیے،ہیس کا کلیہ کا اطلاق کیا جاسکتا ہے اس لیے جالی کی توانائی کو محسوب کیا جاسکتا ہے۔ حرارت کے مستقل مجموعے کے،ہیس کے کلیہ کی تعریف اس طرح کی جاتی ہے۔ اس بنا پر سوڈیم کلورائیڈ کے جالی کی توانائی محسوب کریں گے۔

ہیس کا کلیہ

ہیس کا کلیہ، بارن ہابیر دور کے مطابق عمل کرتا ہے ۔ہیس کے کلیہ کے مطابق کسی بھی تعامل کی جملہ Enthalpy Change اس تعامل کی ابتدائی اور آخری Enthalpy پر منحصر ہوتی ہے اور اس پر تعامل کے Paths کا کوئی اثر نہیں ہوتا ہے ۔

5.5 بارن ہیبر دور اور اسکے اطلاق (Born- Haber Cycle and its applications)

سوڈیم کلورائیڈ کے لیے جالی کی توانائی کو محسوب کرنا: (Lattice Energy calculation for Na^+Cl^-)

ٹھوس سوڈیم کلورائیڈ کے اس کے اجزائے ترکیبی عناصر سے بننے کیلئے حراری کیمیائی تعامل کو اس طرح لکھا جاتا ہے۔

$$Na_{(s)} + 1/2\ Cl_{2\,(g)} \longrightarrow NaCl_{(s)} + Heat$$

اس تعامل میں خارج ہونے والی توانائی کو $\triangle H_{r0}$ ظاہر کیا جاتا ہے۔

اپر دی گی مساوات کے لیے جالی کی توانائی مندرجہ ذیل مرحلوں کی مدد سے محسوب کرسکتے ہیں۔

(a) پہلے مرحلہ میں ٹھوس سوڈیم تصعیدی توانائی($\triangle H_{Sublimation}$) کو جذب کر کے تصعید پا کر گیسی سوڈیم بناتا ہے۔ جس کو مندرجہ ذیل تعامل سے ظاہر کیا جاتا ہے۔

$$Na_{(s)} \xrightarrow{(+\ Energy)} Na_{(g)} + e^- \quad \triangle H_{Sub}$$

(b) دوسرے مرحلہ میں گیسی سوڈیم کا جوہر توانائی کو جذب کر کے سوڈیم رواں میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ اس مرحلہ کے لیے درکار توانائی روانی توانائی کہلاتی ہے۔

$$Na_{(g)} \xrightarrow{(+\ Energy)} \overset{+}{Na}_{(g)} + \bar{e} \quad \triangle H_1$$

(c) تیسرے مرحلہ میں، ایک مول کلورین کا سالمہ مکمل طور پر توڑ کر دو مول کلورین جوہر میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ اس عمل کے لیے درکا توانائی، افتراقی توانائی (D) کہلاتی ہے۔

$$Or \quad 1/2\ Cl_{(g)} \xrightarrow{(+\ Energy)} Cl_{(g)} \quad \triangle H_{Diss}$$

(d) چوتھے مرحلہ میں، کلورین کے جوہر الکٹران حاصل کر کے کلورائیڈ رواں (Cl^-) بناتے ہیں۔ یہ توانائی الکٹران رغبت (Electron Affinity) کہلاتی ہے۔

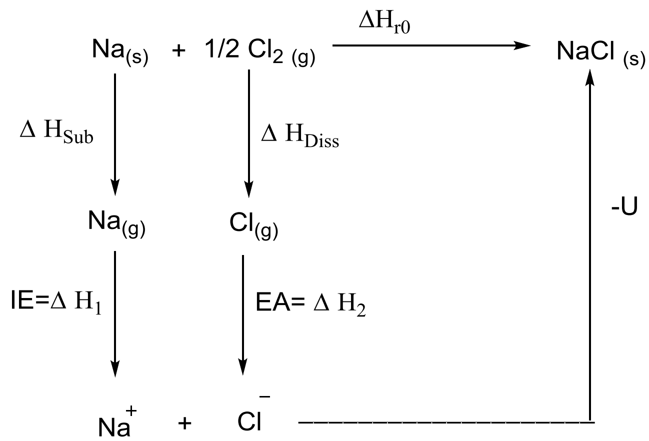
$$Cl_{(g)} + e^- \longrightarrow Cl_{(g)} + (+\ Energy) \quad \triangle H_2$$

(e) گیسی حالت میں موجود آزادانہ رواں متحد ہو کر ایک سلم سوڈیم کلورائیڈ (Na^+Cl^-) کا قلمی ٹھوس بناتے ہیں۔ اس عمل کے دوران خارج ہونے والی توانائی قلمی جالی توانائی ہے۔ اس کو U سے ظاہر کیا جاتا ہے اور یہ ایک حرارت زاء تعامل ہے۔ U کی قیمت کی پیمائش راست طور پر نہیں کی سکتی ہے۔ اسلیئے اس کو بارن-ہابر دور کے استعمال سے محسوب کیا جاتا ہے۔ جالی کی توانائی کی اس مساوات کو اس طرح بتایا جاتا ہے۔

$$\overset{+}{Na}_{(g)} + \overset{-}{Cl}_{(g)} \xrightarrow{(+\ Energy)} \overset{+}{Na}\overset{-}{Cl}_{(s)} \quad \triangle H_5 = -U$$

محسوب کرنا ہے۔

اوپر بیان کیئے گئے پانچ مراحل کو (تصویری طور پر) ذیل میں مختصر اپیش کیا گیا ہے۔ شکل-5.4



Where =

ΔH_{Sub} = Sublimation Energy IE= Ionisation Energy

ΔH_{Diaa} = Dissociation Energy EA = Electron Affinity

U= Lattice Energy

شکل-5.4 : بارن ہابر دور (Born- Haber Cycle)

اوپر واقع ہونے والی توانائیوں کی ترتیب پر مستقل حرارت کے مجموعے کے ہیس کے کلیہ کو لاگو کرنے پر Na^+Cl^- کی حرارت تکوین کو اس طرح لکھا جاسکتا ہے۔

$$\triangle H = -Q = \left\{ +\triangle H_{sub} + \triangle H_1 + 1/2 \triangle H_{Diss} - \triangle H_2 - U \right\}$$

$$= \left\{ \triangle H_{sub} + \triangle H_1 + \triangle H_{diss} + \triangle H_2 - U \right\}$$

اوپر دی گئی مساوات میں تجربہ کی بنیاد پر حاصل ΔH_{Sub}، ΔH_1، ΔH_{Diss}، ΔH_2 اور ایک مول سوڈیم کلورائیڈ کی قلم کیتشکیل کے دوران خارج توانائی کی قدروں کو درج کرنے پر حاصل شدہ توانائی جالی کی توانائی کہلاتی ہے۔ اسطرح ایک قلم سوڈیم کلورائیڈ کی تیاری کے دوران حاصل شدہ جالی کی توانائی کی قیمت $U = -769.97\ kJ\ mol{-}1$ حاصل ہوئی۔

$$\triangle H = -Q = \left\{ +\triangle H_{sub} + \triangle H_1 + 1/2 \triangle H_{Diss} - \triangle H_2 - U \right\}$$

$$-410.5 = +108.7 + 492.82 + 119.55 - 361.60 - U$$

$$-410.5 = 359.47 - U$$

$$-410.5 - 359.47 = U$$

$$-769.97\ kJ\ per\ mol = U$$

یہ NaCl کی قلمی جالی کی توانائی ہے۔ اسکے معنی یہ ہے کہ ایک سلم NaCl کے قلموں کے بننے کے دوراں 769.97 KJ mol-1 توانائی خارج ہوتی ہے۔ اسطرح ہم یہ نتیجہ بھی اخذ کرسکتے ہیں کی سوڈیم کلورائیڈ کے رواں ان کی آزادانہ گیسی حالت کہ بہ نسبت اپنی قلمی حالت میں زیادہ قیام پزیر ہوتے ہیں۔ اس لیے سوڈیم کلورائیڈ کے قلم بننے کا عمل بے ساختہ (Spontaneous) ہوتا ہے۔

بارن ہابیر دور کا استعمال

1۔ کیمیائی عمل میں توانائی کی مکمل جانکاری حاصل کرتے ہیں۔

2۔ مثبت اور منفی دونوں کی کشش میں استعمال ہونے والی توانائی کو معلوم کرتے ہیں۔

3۔ مجموعی توانائی کے بنیاد پر مرکب کی قیام پزیری معلوم ہو جاتی ہے۔

جالی کی اینتھالپی دراصل کسی روانی ٹھوس کے اجزاء یعنی مثبت اور منفی رواں کے درمیان موجود برقی سکونی کششی قوتوں کی راست طور پر پیمائش ہوتی ہے، اس لیے کسی بھی روانی مرکب کے لیے جالی اینتھالپی کی مقدار جتنی زیادہ ہوگی، اس روانی مرکب میں اتنی ہی مستحکمیت ہوگی۔ زیادہ مقدار کو لیٹس توانائی کی مدد سے پتا کرسکتے ہیں۔ جب ایک مثبت اور منفی رواں اپس میں جڑ کر ایک ٹھوس روانی کرسٹل بناتے ہیں، تو اس دوران خارج ہوئی توانائی کو لیٹس توانائی کہتے ہیں۔

مندرجہ بالا عوامل کے علاوہ چند اور عوامل بھی ہیں جو روانی بند کی تشکیل پر اثرانداز ہوتے ہیں۔ ایسا ہی ایک سبب بند شی جوہروں کی برقی منفقیت میں فرق کی وجہ ہے۔ جب فرق زیادہ ہو تو روانی بند بنتا ہے۔ اگر یہ فرق کم ہو تب، شریک گرفتی بند بنتا ہے۔ شکل میں بندیشی جوہروں کی برقی منفقیت میں فرق کے ساتھ بند کی روانیی خاصیت میں تبدیلی کو بتلایا گیا ہے۔ مندرجہ بالا عوامل کو مختصر Fajan نے کارآمد اصولوں کے طور پر پیش کیا ہے۔ فجان کے یہ اصول دو جوہروں کے درمیان بننے والے بند کی نوعیت کی پیش قیاسی کرنے کے لیے لاگو کیے جاتے ہیں۔

فاجان کے اصول (Fajan's Rule)

چونکہ کوئی بھی بند نہ ہی 100 فیصد روانی ہوتا ہے اور نہ ہی شریک گرفت۔ اس اصول کی مدد سے کسی بھی روانی مرکب میں شریک گرفتی فطرت کو پتا کرسکتے ہیں۔ یہ ایک Qualitative اصول ہے۔ اس اصول کی اہم خصوصیات اس طرح ہیں۔

- مثبت رواں کی جسامت بڑھنے کے ساتھ روانی خاصیت میں اضافہ ہوتا ہے۔
- منفی رواں کی چھوٹی جسامت روانی بند کے بننے کے لیے زیادہ سازگار ہوتی ہے۔
- مثبت رواں اور منفی رواں دونون رواں پر کم برقی بار پایا جاتا ہے۔ روانی بند کے لیے سازگار ہے۔
- غیر عامل گیس کی الیکٹرانی تشکیل رکھنے والا مثبت روانی مرکبات بناتے ہیں۔ جبکہ ایسے مثبت رواں جو کاذب غیر عامل گیسی الیکٹرانی تشکیل (Pseudo Inert Gas Configuration) رکھتے ہیں۔

جالی کی توانائی پر اثرانداز ہونے والے عوامل

جالی کی توانائی پر حسب ذیل عوامل کا اثر ہوتا ہے

رواں پر بار

رواں **پر اعلی بار کی وجہ** سے طاقتور برقی سکونی قوت ہوتے ہیں اور اس لیے ان کی جالی کی توانائی زیادہ ہوتی ہے۔

رواں کی جسامت

چھوٹے رواں کی وجہ سے رواں کے درمیان فاصلہ کم ہوجاتا ہے اور برقی سکونی قوت بڑھ جاتی ہے اس لیے ان کی جالی کی توانائی زیادہ ہوتی ہے۔

قلمی ساخت

مختلف قلمی ساختیں مختلفPacking Arrangement رکھتے ہیں اس لیے ان کی جالی کی توانائی مختلف ہوتی ہے۔

حسابات

Born–Lande Energy کو جالی کی توانائی کو محسوب کرنے کے لیے استعمال کیا جاتا ہے ۔

5.6 سالویشن توانائی(Solvation Energy)

روانی مرکبات کو جب کسی مائع کے اندرڈالا جاتا ہے تب مثبت اور منفی رواں کے مائع کے عمل کر کے توانائی خارج کرتے ہیں جس کو حل ہونے کی توانائی کہتے ہیں جیسے Solvation کے ذریعہ بتلاتے ہیں۔ مرکبات کا محلول کی شکل میں تبدیلی اس بات پر منحصر ہوتی ہے کہ جالی کی توانائی کی مقدار حل ہونے کی توانائی سے کم ہوتی ہے حل ہونے کی توانائی رواں کے مختلف خصوصیات پر منحصر ہوتی ہے۔

1۔روانی کا حجم　　2۔روانی پر چارج　　3۔مرکب کی بناوٹ

H^{+} ΔH Hydration = − 1091 kg Mol^{-1}

Li^{+} ΔH Hydration = − 5191 kg Mol^{-1}

Na^{+} ΔH Hydration = − 5191kg Mol^{-1}

Be^{+2} ΔH Hydration = − 405 kg Mol^{-1}

= − 2494 kg Mol^{-1}

Solvation Energy کی خصوصیت

اس توانائی کا استعمال عام طور پر مرکبات کی حل پزیری کو معلوم کرتے ہیں۔اس کے ذریعہ محلول بننے کا اشارہ ملتا ہے۔

سالویشن توانائی کو متاثر کرنے والے اثرات:

1. محلل کی خصوصیت

1. سالویشن توانائی' محلل کی قطبیت اور Dielectric Constant پر منحصر کرتی ہے۔ قطبی محلول جیسے کہ پانی بہت اچھے محلول ہے کیونکہ یہ Solvation کے Charged Ions کے ذریعہ Interact ہوتے ہیں۔

2.رواں کی جسامت اور بار

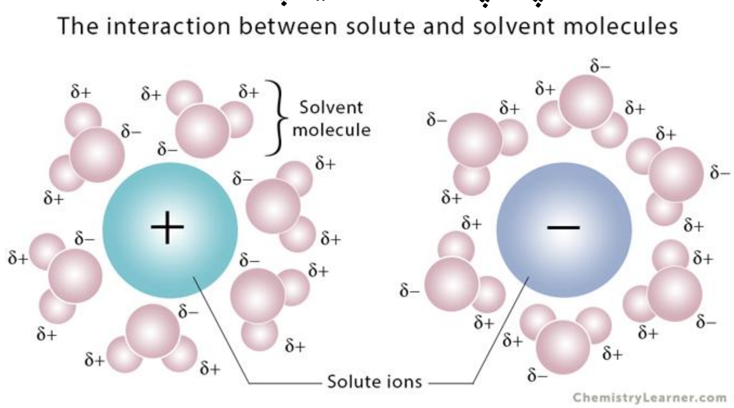
سالویشن توانائی' پر رواں کی جسامت اور بار کا بہت بڑا اثر ہوتا ہے چھوٹے اعلی بار والے رواں کی اعلی سالویشن توانائی ہوتی ہے۔

ہائیڈریشن کی توانائی

جب پانی محلول کے طور پر استعمال ہوتا ہے تو اس صورت میں سالویشن توانائی' کو **حائیڈریشن کی توانائی** کہتے ہیں۔

سالویشن کا عمل (Solvation Process)

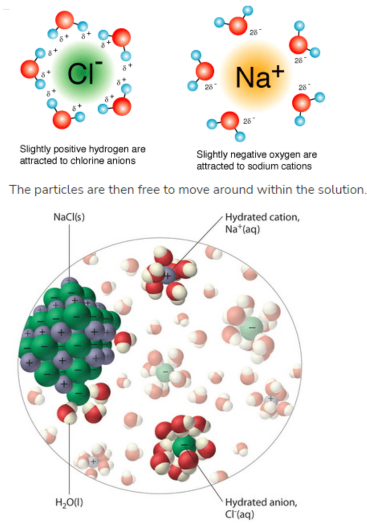
جب روانی مرکبات محلول میں حل ہوتے ہیں تو محلول کے سالمہ' رواں سے Interact ہوکر ان کے اطراف Solvation Shell بناتے ہیں اور یہ Interactions 'Electrostatic Forces کی وجہ سے ہوتے ہیں جہاں پر قطبی محلول کے سالمہ مخالف بار والے رواں سے Interact ہوکر اپنے آپ کو موزوں طریقہ پر Orient کرتے ہیں۔(شکل-5.5)



شکل-5.5 : سالویشن کا عمل (Solvation Process)

روانی مرکبات کی تحلیل (Dissolution of Ionic Compounds)

روانی مرکبات کی تحلیل ایک دومرحلی عمل ہے جس میں کہ روانی جالی Broken Down ہوتی ہے اور پھر رواں حل پزیر ہوتے ہیں۔



شکل-5.6 : روانی مرکبات کی تحلیل (Dissolution of Ionic Compounds)

5.7 اکتسابی نتائج

اس اکائی کو پڑھنے کے بعد طلباء نے روانی بند کی عام خصوصیات ٫رواں کی قسموں اور ان کے جسامت کے اثر کے بارے میں تفصیلات حاصل کی۔ طلباءنے Radius Ratio Rule اور اس کے تحدیداد کے بارے میں بھی جان کاری پائی۔ مزید طلبا نے روانی مرکبات کی طبعی خصوصیات' جالی کی توانائی کے بارے میں بھی معلومات حاصل کی۔ آخر میں طلبانے بارن ہابیر دور اور سالویشن توانائی کے بارے میں بھی جان کاری پائی۔

5.8 کلیدی الفاظ

1۔روانی بند : روانی بند اس وقت وقوع پذیر ہوتا ہے جب کہ ایک جوہر خاص کر کہ Metal مکمل طور پر Electrons دوسرے جوہر خاص کر کے Non-metal کو منتقل کرتا ہے۔ اس کے نتیجے میں رواں بنتے ہیں جو کہ Cations اور Anions کہلاتے ہیں۔

2۔مثبت رواں: ایسے انواع جو کہ جوہر کے ذریعہ الکٹرانس کو خارج کر کے بنتے ہیں اور اس وجہ سے اس پر مثبت بار پیدا ہوتا ہے مثبت رواں کہلاتے ہیں ۔ مثلاً K^+, Na^+ وغیرہ۔

3۔منفی رواں: ایسے انواع جو کہ جوہر کے ذریعہ الکٹرانس کو حاصل کر کے بنتاہے اور اس وجہ سے اس پر منفی بار پیدا ہوتا ہے منفی رواں کہلاتے ہیں ۔ مثلاً O^{2-} Cl^- , Br^- وغیرہ۔

5.9 نمونہ امتحانی سوالات

مفروضی جوابات کے حامل سوالات

1۔ روانی بند(Ionic Bond) کی تعریف کیجیے۔

2۔ مثبت اور منفی رواں کی تعریف لکھیے۔

3۔ روانی مرکبات کس طرح کے محلل میں حل پذیر ہوتے ہیں

4- جالی کی توانائی سے کیا مراد ہے ؟۔

5۔ روانی مرکب کے نقطہ جوش زیادہ کیوں ہوتے ہیں۔

مختصر جوابات کے حامل سوالات

1۔ رواں کی قسم اور جسامت کے بارے نوٹ لیکھیے۔

2۔ روانی مرکبات کی طبعی خصوصیات کو بیان کیجیے۔

3۔ بارن ہابیر دور پر نوٹ لیکھیے۔

4۔ فاجان کے اصول کیا ھے اور اسکے اہم خصوصیات کیا ہے۔

طویل جوابات کے حامل سوالات

1۔ جالی کی توانائی(Lattice Energy) پر اثر انداز ہونے والے عوامل پر نوٹ لیکھیے۔

2۔ سوڈیم کلورائیڈ کے لیے جالی کی توانائی کو کس طرح محسوب کیا جاتا ہے۔ تفصیل سے بیان کیجیۓ۔

3۔ سالویشن توانائی (Solvation Energy) کی تعاریف کیجیۓ اور اس پر اثر انداز ہونے والے عوامل پر روشنی ڈالیۓ۔

اکائی- 6: شریک گرفتی بند

(Unit-6: Covalent Bond)

اکائی کے اجزا

6.0 تمہید
6.1 مقاصد
6.2 شریک گرفتی بند
6.3 Lewis Dot Structure
6.4 Formal Charge
6.5 والنس بانڈ کا نظریہ
6.6 سگما(σ)اور پائی(π) بند
6.7 VSEPRکا نظریہ
6.8 گمک کا نظریہ
6.9 اختلاط
6.10 اکتسابی نتائج
6.11 کلیدی الفاظ
6.12 نمونہ امتحانی سوالات

6.0 تمہید

عناصر جوہری حالت میں نہیں پائے جاتے بلکہ وہ سالمات کی شکل میں موجود رہتے ہیں ہم جوہر اور سالمہ کی تعریف اس طرح کرتے ہیں۔ جوہر سے مراد مادہ کا وہ چھوٹے سے چھوٹا ذرہ ہے جو آزادنہ حالت میں نہیں پایا جاتا ہے۔ سالمہ مادہ کا وہ چھوٹے سے چھوٹا ذرہ ہے جو آزادانہ حالت میں پایا جاتا ہے قدرت کا یہ اصول ہے کہ ہر وہ شے جس کی توانائی زیادہ ہو وہ ناقیام پذیر ہوتی ہے اور آزادانہ حالت میں نہیں پائی جاتی چونکہ جوہر کی توانائی بہت زیادہ ہوتی ہے اس لیے اس کا آزادانہ قیام ممکن نہیں ہے۔ جبکہ سالمات جن کی توانائی کم ہوتی ہے وہ آزادانہ حالت میں پائے جاتے ہیں چونکہ وہ قیام پذیر ہوتے ہیں جب جوہر ایک دوسرے سے تعامل کرتے ہیں تو وہ اپنی توانائی کا ایک حصہ کھو دیتے ہیں جس سے سالمات وجود میں آتے ہیں جن کی توانائی کم ہوتی ہے۔ اس لیے سالمات کا آزادانہ وجود ممکن ہے۔ عناصر کی قیام پذیری کے لیے

یہ ضروری ہے کہ جوہر کے بیرونی خول پر دو یا آٹھ الکٹران پائے جائیں۔ اس اصول کو Duplet یا Octet یا ہشتہ کا اصول کہا جاتا ہے Duplet تشکیل ہائیڈروجن (H) یا اس کے اطراف والے عناصر جیسے ہیلیم (He) عناصر میں ہی عمل کہا جاتا ہے۔ لیکن تمام عناصر ہشتہ کے اصول پر عمل کرتے ہیں۔ تمام عناصر کے جوہروں کے بیرونی خول پر نظر دوڑائیں تو سوائے صفر گروپ عناصر کے تمام کے بیرونی خول پر آٹھ سے کم الکٹران پائے جاتے ہیں اس لیے عناصر ہشتہ الکٹرانی تشکیل کے حصول کے لیے ایک دوسرے سے ترکیب کھاتے ہیں اور یہی قیام پذیری کہلاتی ہے قیام پذیری کے لیے تین طریقے مستعمل ہیں۔

1۔ روانی بند (Ionic Bond) جہاں رواں (ion) جن پر مخالف برقی بار ہو ایک دوسرے سے برقی سکونی خطوط قوت (Electrostatic Lines of Forces) کے ذریعہ ایک طاقتور بند بناتے ہیں جس کو روانی بند کہتے ہیں۔

2۔ شریک گرفتی بند (Covalent Bond) جس میں بیرونی خول کے پائے جانے والے غیر جوڑی دار الکٹران ایک دوسرے سے اشتراک کر کے بند بناتے ہیں اور تیسرا طریقہ ہم ربطی شریک گرفتی بند ہے جس میں الکٹران کی جوڑی سے اشتراک کیا جاتا ہے۔ ہم یہاں صرف شریک گرفتی بند سے متعلق معلومات حاصل کریں گے۔

ہم اس اکائی میں شریک گرفتی بند کے بارے میں تفصیل سے مطالعہ کریں گے۔

6.1 مقاصد

اس اکائی طلباء حسب ذیل کے بارے میں معلومات حاصل کرینگے۔

- ☆ کیمیائی بند کس طرح واقع ہوتا ہے۔
- ☆ شریک گرفتی بند کیا ہے اور اس کی ہیت کس طرح ہوتی ہے۔
- ☆ اکہرا، دوہرا، تہرا، بند کس طرح واقع ہوتا ہے اس سے واقفیت حاصل کریں گے۔
- ☆ سگما (σ) اور پائی (π) بند کس طرح واقع ہوتے ہیں اور ان کی کس طرح نشاندہی کی جاسکتی ہے۔
- ☆ VSEPR نظریہ سے متعلق معلومات حاصل کریں گے۔
- ☆ گمک (Resonance) کے بارے میں جانیں گے۔
- ☆ اختلاط (Hybridization) کے بارے میں معلومات حاصل کریں گے۔

6.2 شریک گرفتی بند

شریک گرفتی بند: جب روانی بند ناممکن ہوتا ہے تو کو شریک گرفتی بند واقع ہوتا ہے ہائیڈروجن کی الکٹرانی تشکیل $1s^1$ ہے اس کے بیرونی خول پر صرف ایک الکٹران واقع ہوتا ہے اس جوہر کے تکمیل تثنیہ (Duplet Formation) کے لیے ایک الکٹران کی ضرورت ہوتی ہے اور یہ ضرورت دوسرے ہائیڈروجن کے جوہر میں پائے جانے والے ایک الکٹران سے پوری ہو جاتی ہے۔

$$\dot{H} + \dot{H} \longrightarrow H-H$$

$$1s^1 \quad\quad 1s^1$$

اس طرح واقع ہونے والا بند شریک گرفتی بند کہلاتا ہے چونکہ ایک بند کی تکمیل کے لیے دو الکٹران کی ضرورت ہوتی ہے۔ اس سے ایک بند بنتا ہے اس کو اکہرا بند (Single Bond) کہتے ہیں اس طرح کے عمل سے وہ He گیس مماثل الکٹرانی تشکیل حاصل کر لیتا ہے۔

کلورین سالمے کی تکوین

کلورین کے جوہر کی الکٹرانی تشکیل $1s^2\,2s^2\,2s^6\,3s^2\,3p^5$ ہے اس کے بیرونی خول پر (7) الکٹران موجود ہوتے ہیں اس کے ہشتہ کی تکمیل کے لیے صرف ایک الکٹران کی ضرورت ہوتی ہے۔ ان سات الکٹران میں بیرونی تشکیل کو اس طرح ظاہر کیا جا سکتا ہے۔ $3s^2\,3px^2\,3py^2\,3pz^1$ گویا اس کے بیرونی خول پر ایک اکہرا الکٹران ($3p_z^1$) موجود ہے جو دوسرے Cl کے جوہر کے ساتھ ترکیب کھا کر شریک گرفتی بند بناتا ہے۔ یہ بھی اکہرا بند ہوتا ہے۔

$$:\ddot{\underset{..}{Cl}}\cdot \;+\; \cdot\ddot{\underset{..}{Cl}}: \longrightarrow :\ddot{\underset{..}{Cl}}\cdot\cdot\ddot{\underset{..}{Cl}}: \longrightarrow Cl-Cl$$

اس طرح ہر ایک کلورین کے جوہر کا ہشتہ (octet) مکمل ہو جاتا ہے۔

آکسیجن کے سالمے کی تکوین

آکسیجن کے جوہر کی الکٹرانی تشکیل $1s^2\,2s^2\,2px^2\,2py^1\,2pz^1$ ہے اس کے بیرونی خول پر دو بے جوڑ الکٹران پائے جاتے ہیں۔ یہ دو بے جوڑ الکٹران دوسرے آکسیجن کے جوہر کے ویسے ہی دو بے جوڑ الکٹران سے اشتراک کر کے دو بند پائے ہیں۔

$$\ddot{\underset{..}{O}}: \;+\; \ddot{\underset{..}{O}}: \longrightarrow \ddot{\underset{..}{O}}::\ddot{\underset{..}{O}} \longrightarrow O=O$$

چونکہ ہر جوہر کے دو علاحدہ علاحدہ اکہرے الکٹران دوسرے جوہر کے بعینہ ایسے ہی الکٹران سے شراکت کر کے دو الگ الگ بند بناتے ہیں ایسے بند کو دہرا بند (Double Bond) کہتے ہیں۔

نائیٹروجن کے سالمے کی تکوین

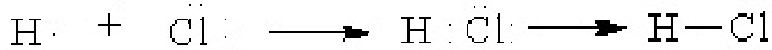
نائیٹروجن کی الکٹرانی تشکیل $1s^2\,2s^2\,2px^1\,2py^1\,2pz^1$ ہے اس کے بیرونی خول پر تین بے جوڑ دار الکٹران پائے جاتے ہیں۔

$$\ddot{N}\vdots + \vdots\ddot{N} \longrightarrow \ddot{N}\vdots\vdots\ddot{N} \longrightarrow N\equiv N$$

اس طریقہ سے بننے والا بند تہرا بند (Triple Bond) کہلاتا ہے مندرجہ بالا تمام مثالیں ایسی سالمات کی ہیں جن میں یکساں جوہر یا ہم جنس جوہر (Homogenous Atoms) حصہ لیتے ہیں شریک گرفتی بند دیگر الگ الگ جوہروں کے درمیان بھی واقع ہوتا ہے مثلاً۔۔۔

(i) ہائیڈروجن کلورائیڈ کے سالمے کی تکوین

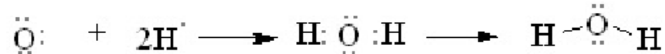
ہائیڈروجن کلورائیڈ HCl ایک ہائیڈروجن (H) اور ایک کلورین (Cl) ایک ایک جوہر غیر جوڑی دار الکٹران میں اشتراک کے ذریعہ بنتا ہے H میں $1s^1$ اور کلورین میں $2pz^1$ غیر جوڑی دار الکٹران ہیں۔ ان کے اشتراک سے اکہرا بند واقع ہوتا ہے۔



اس عمل سے H کا Duplet اور Cl کا ہشتہ مکمل ہو جاتا ہے۔

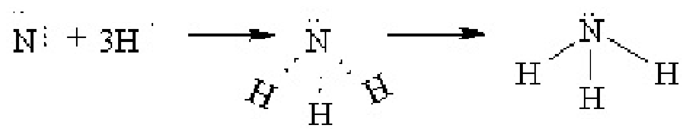
(ii) پانی (H_2O) کے سالمہ کی تکوین

ہائیڈروجن (H) میں $1s^1$: میں غیر جوڑی دار الکٹران ہوتا ہے جبکہ آکسیجن میں $2py^1\,2pz^1$ دو علاحدہ علاحدہ الکٹران ہوتے ہیں۔ H دہرا بند نہیں بنا سکتا کیوں کہ اس پر صرف ایک ہی غیر جوڑی دار الکٹران ہوتا ہے اس لیے ایک آکسیجن (O) کے جوہر کے ہشتہ مکمل کرنے کے لیے دو H کے جوہر کی ضرورت ہوتی ہے۔ چونکہ Py اور Pz ایک دوسرے کے عموداً واقع ہوتے ہیں اس لیے برخلاف HCl کے یہ ایک زاویائی سالمہ ہے جبکہ HCl خطی سالمہ ہے۔



(iii) امونیا (NH_3) کے سالمے کی تکوین

N کے بیرونی خول کی الکٹرانی تشکیل $1s^2\,2s^2\,2px^1\,2py^1\,2pz^1$ ہے اس کے ہشتہ کے مکمل کرنے کے لیے تین الکٹران کی ضرورت ہوتی ہے جو تین الگ-الگ H کے اشتراک کرنے کی وجہ سے تکمیل ہو جاتی ہے۔



(iv) CO_2 کی تکوین

C کی الکٹرانی تشکیل $1s^2\,2s^2\,2px^1\,2py^1$ ہے۔ اس کے سب سے بیرونی خول پر دو غیر جوڑی دار الکٹران موجود ہیں۔ جو دو آکسیجن کے غیر جوڑی دار الکٹران سے شراکت کرکے دہرا بند بناتے ہیں اس سالمہ کی ساخت خطی ہوتی ہے جس کی مکمل آگہی سبق اختلاط میں واضح ہو جائے گی۔

6.3 لیویس کی ڈاٹ ساخت (Lewis Dot Structure)

لیویس کی ڈاٹ ساخت (Lewis Dot Structure) سے مراد ایسا خاکہ یا Diagram ہے جسمیں سالمے میں موجود جوہروں میں موجود بندش اور اسمیں موجود Lone Pair of Electrons ظاہر کرتا ہے۔ جبکہ ظاہری چارج یا Formal Charge وہ محسوب

کردہ چارج ہے جو کہ اس جوہر کو Assigned کیا جاتا جو کہ بندش کے دوران الکٹرانس کو مساوی Share کرتے ہیں۔ ظاہری چارج سالمے کے سبسے قیام پزیر لیویس ساخت کے تعین مین مدد کرتا ہے۔

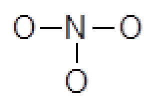
لیویس کی ڈاٹ ساخت کا خاکہ اتارنا

لیویس کی ڈاٹ ساخت کا خاکہ اتارنے کے لیے حسب ذیل مراحل سے گزرنا پڑتا ھے۔ مثال NO_3^-

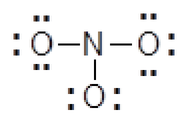
پھلے مرحلہ میں الیکٹرانس کی جملہ تعداد کا تعین کرنا۔ اس سالمہ میں موجود جوہر کے ویلینس الکٹرانس کو گن کرین تمام کو جمع کرلینا۔

	5	N
Charge	18	O (x 3)

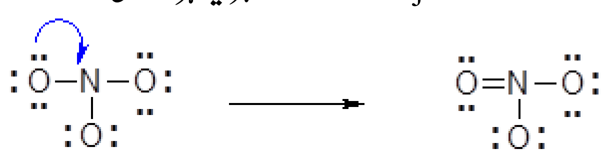
دوسرے مرحلہ میں ہر جوہر کو ڈاٹس یا پھر لکیر کے ذریعہ اکھیرے بند سے جوڑے۔ اس سے اس سالمے کے کچھ گرپتی الکٹرانس استعمال ھونگے۔



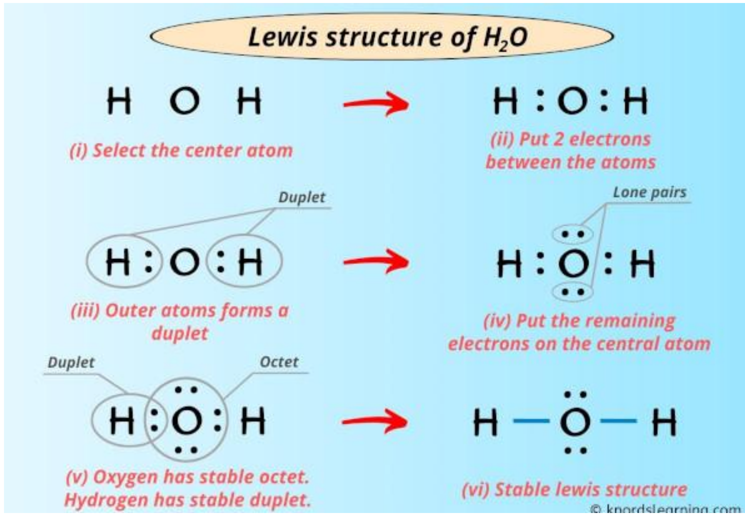
اسکے باد ھر جوھر مین الکٹرانس کے جوڑ کو add کرے تا کہ انکا Octets مکمل ہو جاے۔



اسکے بعد جبکہظاہری چارج یا Formal Charge کو Adjust کرے اور دوہرا یا تہرا بند بن سکے۔

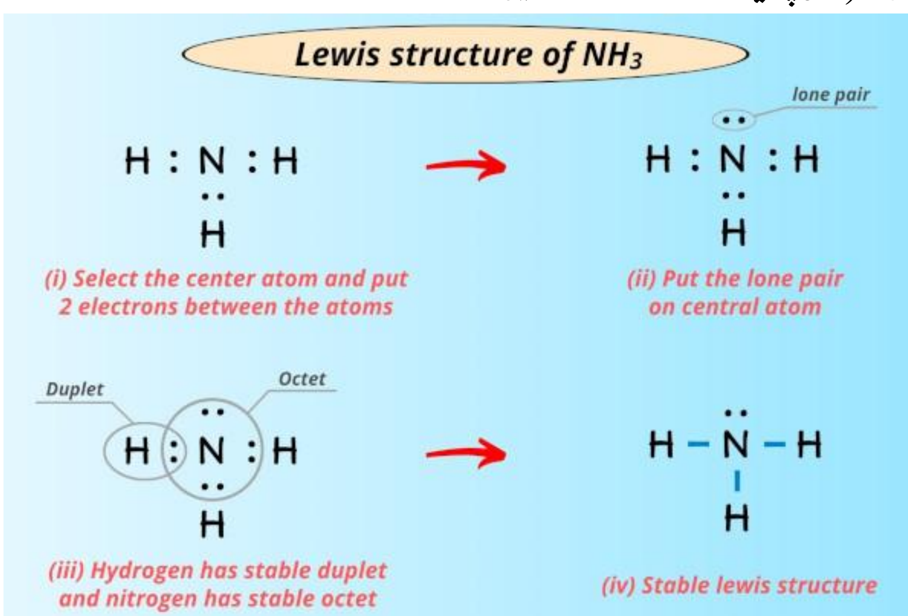


مثلاً: پانی / H_2O: پانی کے سالمہ میں آکسیجن پر 6 الکٹرانس ہوتے ہیں جو کہ دوہایئڈروجن جوہروں سے اکہرا بند بناتے ہیں۔ ماباقی چار الکٹرانس آکسیجن پر دو Lone Pairs بناتے ہیں۔



- **Oxygen:** VE = 6, NBE = 4, BE = 4. FC = 6 − 4 − (1/2)*4 = 0.
- **Hydrogen:** VE = 1, NBE = 0, BE = 2. FC = 1 − 0 − (1/2)*2 = 0.
-

مثلاً: امونیا / NH_3: امونیا کے سالمہ میں نائٹروجن پر 5 الکٹرانس ہوتے ہیں جو کہ تین ہائیڈروجن جوہروں سے اکہرا بند بناتے ہیں۔ مابقی تین الکٹرانس نائٹروجن پر ایک Lone Pairs بناتے ہیں۔



6.4 ظاہری چارج اور اسکے حسابات (Formal Charge and its Calculation)

جبکہ ظاہری چارج یاFormal Chargeایک ایسا Factor ہے جسمیں کہ سالمہ میں موجود جوہر پر پایا جانے والا چارج کا مجموعہ ہے۔ ظاہری چارج کی بنیاد قریبی جوحروں کے درمین الکٹران جوڑ کے مساوی یا یکساں طور پر اشتراک سے بننے والا خالص شریک گرفتی بند ہے۔ ظاہری چارج کو حسب ذیل ضابطہ سے محسوب کیا جاتا ہے۔

Formula:

Formal Charge (FC) = Number of Valence Electrons (VE) - Number of Non-bonding Electrons (NBE) - ½ BE [Number of Bonding Electrons (BE)]

جہاں پر

VE: The number of valence electrons in the neutral, isolated atom.

NBE: The number of non-bonding electrons (lone pairs) on the atom in the molecule.

BE: The number of bonding electrons (shared in bonds) around the atom in the molecule.

مثلا: Ozone molecule (O_3)

1**Oxygen (double bond):** VE = 6, NBE = 4, BE = 4, so FC = $6 - 4 - (4/2) = 0$

Oxygen (single bond): VE = 6, NBE = 6, BE = 2, so FC = $6 - 6 - (2/2) = -1$

Central Oxygen: VE = 6, NBE = 4, BE = 4, so FC = $6 - 4 - (4/2) = 0$

اسطرح آزون کے سالمہ پر اسمی چارج 0'1 اور 0 ہو گا۔

6.5 Valence Bond کا نظریہ

ہیٹلر (Heitler) اور لنڈن (London) نے سب سے پہلے اس نظریہ کے خدوخال پیش کیے ان کے بعد اس نظریہ میں پالنگ (Pauling) اور سلاٹر (Slater) نے توسیع کی اس نظریہ کی مدد سے یہ ممکن ہو سکا کہ سالمات کی ساخت بیان کی جاسکے اس نظریہ کے اہم نکات حسب ذیل ہیں۔

1۔ شریک گرفتی بند دو جوہروں کے جوہری آر بٹلس میں برپوشی (Overlap) کی وجہ سے بنتا ہے

2۔ برپوشی میں حصہ لینے والے آر بٹلس میں غیر جوڑی دار الکٹران پائے جانے چاہیے جن کی گردش مخالف ہو

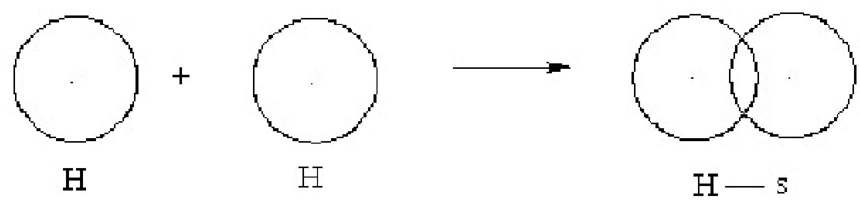
3۔ بند میں حصہ لینے والے جوہر کے ان کے اپنے آربٹلس میں کوئی تبدیلی نہیں ہوتی بلکہ برپوشی میں حصہ لینے والے آبٹلس اپنے اپنے الکٹران کو باہم اشتراک کرتے ہیں۔

4۔ برپوشی جتنی زیادہ ہوگی اتنا کیمیائی بند طاقتور ہوگا۔

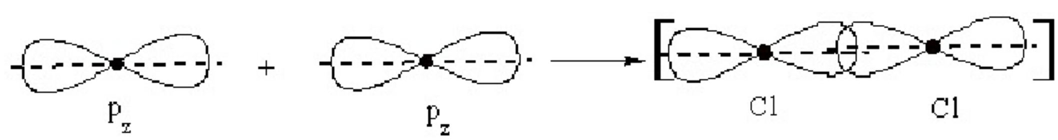
5۔ جوہر کے آربٹلس سوائے "s" آربٹلس کے سب کے سب سمتی (Directional) ہوتے ہیں اس لیے ان سے بننے والے بند بھی سمتی ہوتے ہیں۔ جس کی وجہ سے سالمات کی ساخت کی تشریح ممکن ہوسکتی ہے۔

6۔ دو جوہروں کے وہ آربٹلس جو برپوشی میں حصہ لیتے ہیں ان کی الکٹرانی کثافت جوہر بین مرکزائی محور کے متوازی واقع ہوتی ہے اس میں اضافہ کی وجہ سے دونوں جوہر ایک دوسرے کو کشش کرتے ہیں اس عمل سے شریک گرفتی بند کی قیام پذیری ظاہر ہوتی ہے۔

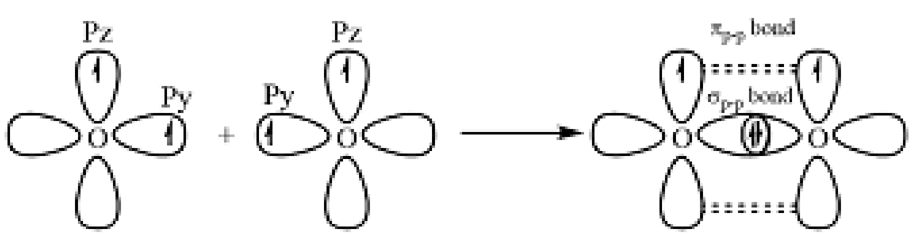
اس نظریہ کی رو سے شریک گرفتی بند کی تشریح آربٹلس کی برپوشی کے ذریعہ کی جاسکتی ہے۔ مثلاً ہائیڈروجن میں صرف "s" آرٹبل پایا جاتا ہے جس میں صرف ایک الکٹران موجود ہوتا ہے بند بنانے کے لیے دونوں جوہر کے s آربٹلس برپوشی کرتے ہیں۔



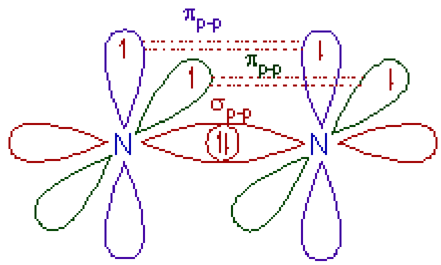
کلورین کے سالمہ میں $3pz^1$ آربٹلس برپوشی میں حصہ لیتا ہے دونوں آربٹلس جو Z–axis 3 پر واقع ہوتے ہیں، بند بناتے ہیں اس کو p–p برپوشی کہتے ہیں۔



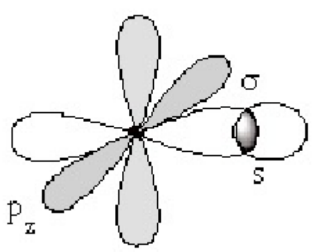
آکسیجن (O_2) کا سالمہ آکسیجن کے بیرونی خول میں $2px^1 2py^1$ غیر جوڑی دار الکٹرانی پائے جاتے ہیں آکسیجن کے دو جوہر کے pypy کے درمیان برپوشی واقع ہوگی اسی طرح pz اور pz برپوشی کریں گے جس سے دوہرا بند (Double Bond) واقع ہوگا۔



اسی طرح نائیٹروجن کے سالمے میں تینوں' p 'آر بٹلس $2px^1 2py^1 2pz^1$ برپوشی کرکے ایک تہرا بند((Tripple Bond بناتے ہیں



یہ تمام مثالیں ایسے سالمات کی ہیں جن کو Homoatomic سالمات کہتے ہیں۔ ایک دلچسپ مثال جو ہائیڈروجن اور کلورین کے درمیان شریک گرفتی بند ہے اس سالمہ کو Heteroatomic سالمہ کہتے ہیں اس میں Cl,H سے ترکیب کھاتا ہے ہائیڈروجن میں $1s^1$ الکٹران ہے جبکہ Cl میں $3s^2 3px^2 3py^2 3pz^2$ تشکیل ہے 3pz میں ایک ہی الکٹران موجود ہے جو H کے 1s آربٹلس سے برپوشی کرتا ہے۔



اس سالمہ میں صرف سگما(σ) بند واقع ہوتا ہے جبکہ مندرجہ بالا مثالوں میں سگما اور پائی(π) بند واقع ہوتے ہیں۔

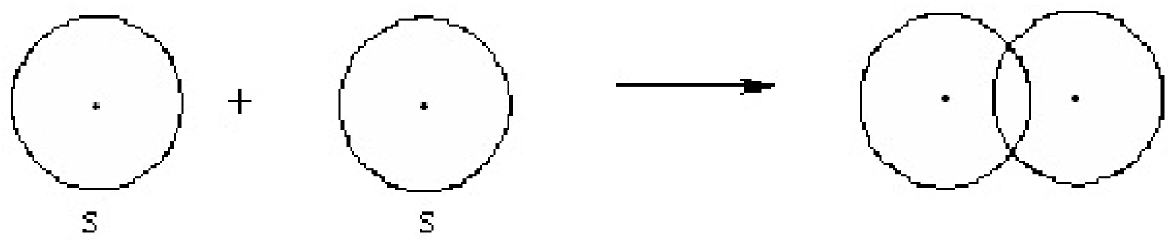
6.6 سگما(σ)اور پائی(π) بند

شریک گرفتی بند جو غیر جوڑی دار الکٹران کی شراکت سے وقوع پذیر ہوتا ہے عام طور پر دو قسم کا ہوتا ہے۔ پہلی قسم سگما (σ)اور دوسری قسم پائی (σ)بند: سگما (σ)بند وہ شریک گرفتی بند ہے جو دو جوہروں کے درمیان جب واقع ہوتا ہے۔ توبین سالما مرکزائی جوہر کے متوازی ہو اس بند کی خصوصیات حسب ذیل ہیں۔

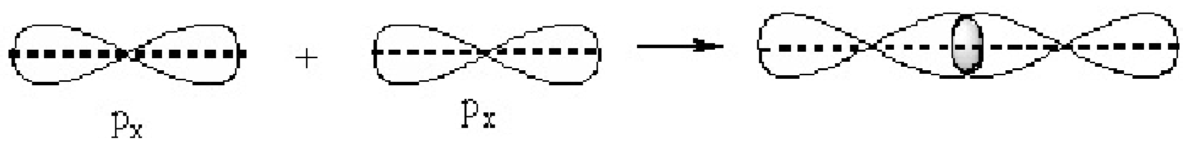
1۔ یہ Headon برپوشی کی وجہ سے وقوع پذیر ہوتا ہے۔
2۔ بند کے اطراف الکٹرانی کثافت میں مرکزائی جوہر کے متوازی ہوتی ہے۔
3۔ یہ ایک ایک طاقتور بند ہوتا ہے یہ بند متحرک(Mobile) نہیں ہوتا ہے۔
4۔ کوئی سالمہ بغیر سگما بند کے واقع نہیں ہوتا ہے۔

5۔ p آر بٹلس میں اور s آر بٹلس میں سگما بند واقع ہوتا ہے۔

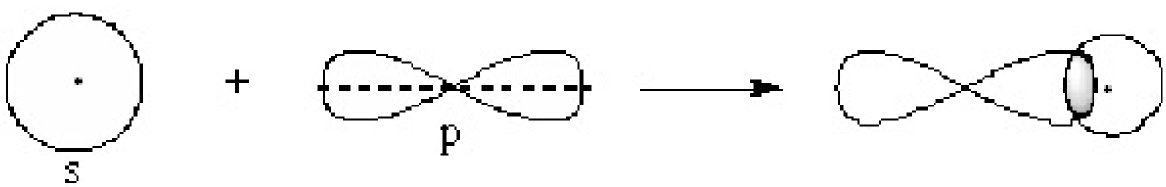
6۔ d آر بٹلس میں سگما بند ممکن نہیں ہوتا ہے۔



σ بند



σ بند



σ بند

π پائی بند: ” وہ شریک گرفتی بند ہے جو دو جوہروں کے درمیان بین مرکزائی محور کے عموماً واقع ہوتا ہے“

π بند کی چند خصوصیات حسب ذیل ہیں۔

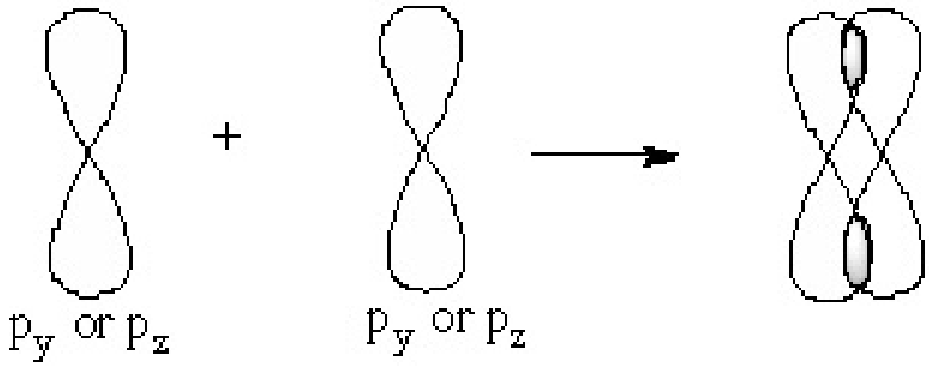
1۔ یہ جوہری آربٹلس کے جانبی برپوشی (Lateral Overlap) کی وجہ سے واقع ہوتا ہے۔

2۔ π بند میں الکٹران کثافت بین مرکزائی محور کے عموماً واقع ہوتی ہے۔

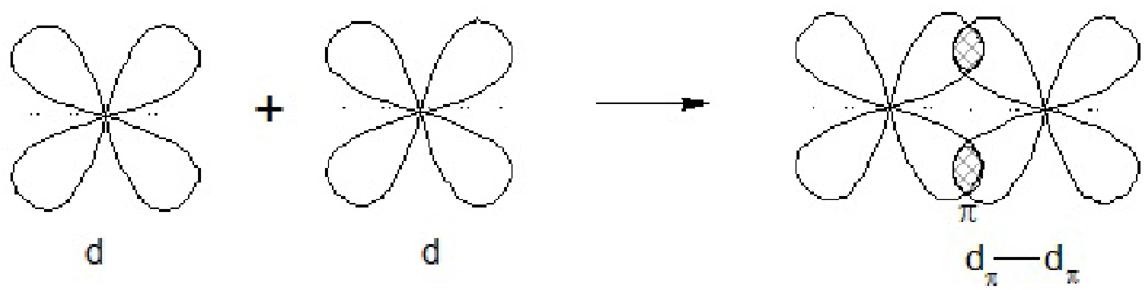
3۔ سگما بند کی بہ نسبت یہ ایک کمزور بند ہوتا ہے علاوہ ازیں یہ ایک متحرک بند ہوتا ہے۔

4۔ سالمات سگما بند کے بغیر واقع نہیں ہوسکتے ہیں لیکن سالمات بغیر π بند کے بھی واقع ہوسکتے ہیں۔

5۔ یہ بند p-p میں یا pd اور d آر بٹلس میں عمومی طور پر واقع ہوتا ہے۔ جبکہ "s آر ٹبل π بند میں ممکن نہیں ہے اس کی وجہ s آر بٹلس کی جیومٹری ہے۔



π بند



6.7 VSEPR کا نظریہ

اس نظریہ کو سنہ 1940ء میں Sidewick اور Powell نے پیش کیا بعد ازاں اس میں اس نظریہ کو Nyholm اور Gillespie نے اس کو فروغ دیا۔ اس نظریہ میں سب سے بیرونی خول پر پائے جانے والے مختلف الکٹران کی جوڑی کے درمیان ہونے والے دفع کرنے والی قوتوں پر زیادہ توجہ دی گئی ہے۔ اس نظریہ کے اہم نکات حسب ذیل ہیں۔

1۔ کسی بھی سالمے کی ساخت کی تعین کا انحصار سالمے کے مرکزی جوہر پر پائے جانے والے الکٹران کی جوڑیوں کے مقام اور ان کے درمیان پائے جانے والی قوت دفع کی نوعیت پر ہوتا ہے۔

2۔Lone Pair (LP) مرکزی جوہر پر زیادہ جگہ گھیرتے ہیں جبکہ Bond pair بندشی جوڑی کم جگہ گھیرتی ہے Lone Pair صرف مرکزی جوہر کے مرکزے کی قوت کشش کے زیر اثر ہوتا ہے جبکہ بندشی جوڑی دو مرکزوں کے قوت کشش کے زیر اثر ہوتی ہے۔ دو Lp کے درمیان قوت دفع دو bp کے درمیان کی قوت دفع سے زیادہ ہوتی ہے مرکزی جوہر پر Lp کی موجودگی سالمہ کے زاویہ میں Distortion تبدیلی پیدا کرتی ہے۔

3۔ سالمات کی جیومٹری Geometry اور زاویائی بند کا انحصار لون پیر Lone Pair اور Bond Pair کی موجودگی اور ان کے درمیان قوت دفع پر ہوتا ہے ان جوڑیوں میں قوت دفع کی ترتیب حسب ذیل ہے۔

Lone Pair – Lone Pair > Lone Pair – Bond Pair > Bond Pair – Bond Pair

4۔ بندشی جوڑیوں میں واقع ہونے والے قوت دفع کی قوت کا انحصار مرکزی جوہر کی اور اس سے منسلک جوہر کی برقی منفیت کے فرق پر ہوتا ہے۔

5۔ دہرے بند میں اکہرے بند کے مقابلہ میں زیادہ قوت دفع ظاہر ہوتی ہے جبکہ تہرا بند دہرے بند کے مقابلہ میں زیادہ قوت دفع ظاہر کرتا ہے۔

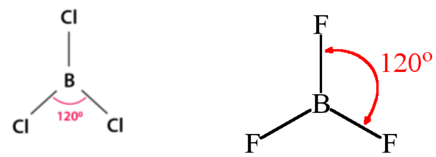
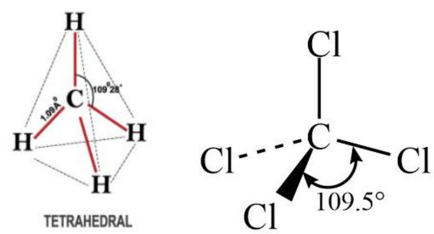
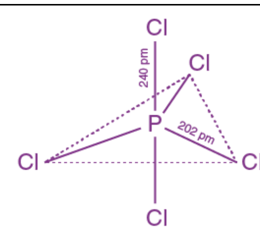
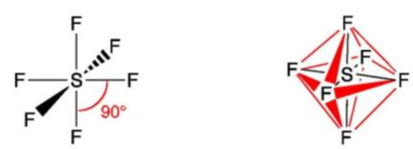
6۔ جس سالمے میں گمک (Resonance) پایا جاتا ہے ہر گمکی ساخت ایک سالمہ تصور ہوگی اور کسی بھی سالمہ پر VSEPR ماڈل لاگو ہوگا اس نظریہ کی روشنی میں ہم سالمات کی ساخت پر غور کریں گے۔ جدول (6.1) اور (6.2) سے یہ بات واضح ہو جائے گی۔

جدول 6.1: ایسے سالمات یا رواں جن کے مرکزی جوہر پر ایک یا زیادہ تنہا الکٹران جوڑی موجود ہو:

الکٹران جوڑی کی تعداد	تنہاجوڑیوں کی تعداد	ضابطہ	مثالیں	سالمہ کی ساخت
0	2	AB_2	$BeCl_2$, BeF_2, C_2F_2	خطی
0	3	AB_3	BF_3, BCl_3	سطحی
0	4	AB_4	CH_4, CCl_4, NH_4^+	چار سطحی
1	3	AB_3E	NH_3, NF_3, H_3O^+	Trigonal pyramid
2	2	AB_3E_2	H_2O, F_2O	زاوی یا V ساخت
0	5	AB_5	PCl_5, PF_3	Trigonal bipyramid
3	2	AB_3E_3	XeF_2, I_3^-	خطی
0	6	AB_6	SF_6	ہشت خطی

خطی ’Linear‘ سطحی ’Planar‘ چار سطحی ’Tetrahedra‘ Trigonal bipyramid ہشت سطحی Octahedral

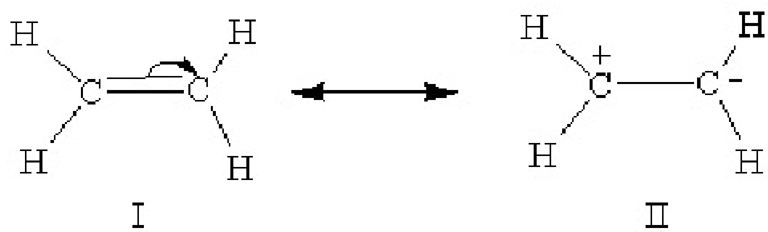
جدول 6.2: ایسے سالمات کی جیومسٹری جن کے مرکزی جوہر پر کوئی الکٹرانی جوڑی نہیں ہے

الکٹران جوڑیوں کی تعداد	الکٹران جوڑیوں کا وقوع	سالمہ کی ساخت	مثالیں
2		خطی	$BeCl_2$, $HgCl_2$
3		سطحی	BCl_3, BF_3
4		چار سطحی	CH_4, CCl_4
5		Trigonal bipyramid	PCl_5
6		ہشت خطی	SF_6,

جدول (6.2) میں ایسے سالمات کی ساخت دکھائی گئی ہے۔ جن کے مرکزی جوہر پر کوئی الکٹرانی جوڑی موجود نہیں ہے جبکہ جدول (6.2) میں ان سالمات کی ساخت بیان کی گئی ہے، جن کے مرکزی جوہر پر ایک یا ایک سے زائد جوڑیاں موجود ہوں۔

6.8 گمک کا نظریہ

علم کیمیا میں کسی بھی مرکب کے خواص کو آسانی سے اس کی صحیح ساخت کی وجہ سے بیان کیا جاسکتا ہے۔ جیسے :NaClایک روانی مرکب ہے جس میں Na^+اور Cl^-رواں پائے جاتے ہیں۔ اس مرکب کی تمام خواص بغیر تردد کے بیان کیے جاسکتے ہیں لیکن مرکب C_2H_4 (Ethylene) کے سارے خواص مخصوص ساخت کی مدد سے بیان نہیں کیے جاسکتے کیوں کہ اس کی دو ممکنہ ساختیں ہوتی ہیں۔



ساخت Iاور C_2H_4-II کی نمائندگی کرتی ہیں دونوں صحیح ہیں اور دونوں کی توانائی یکساں ہوتی ہے۔ کچھ خواص ساخت I سے اور کچھ ساخت II کی مدد سے بتائے جاسکتے ہیں اس قسم کے اصول کو گمک (Resonance) کہتے ہیں اور دونوں ساختوں کو گمکی مخلوط ساختیں (Resonance Hybrid Structures) کہاجاتا ہے۔ گمک کی تعریف اس طرح کی جاتی ہے۔

"کسی سالمے کے مخصوص خواص کو کسی ایک کیمیائی ساخت کی مدد سے ظاہر نہیں کیاجاسکتا بلکہ تمام خواص کو ظاہر کرنے کے لیے دو یا دو سے زیادہ ساخت کی ضرورت ہوتی ہے تو ایسے اصول کو گمک (Resonance) کہتے ہیں ان تمام ساختوں کو گمکی مخلوط ساختیں (Resonance Hybrid Structures) کہاجاتا ہے۔"

اس عمل کی وجہ سے سالمے کی توانائی میں کمی واقع ہوتی ہے جس کے سبب اس کی قیام پذیری میں اضافہ ہوتا ہے۔ اس کے علاوہ سالمہ کے بند کی توانائی میں بھی اضافہ ہوتا ہے۔ گویا گمک کی وجہ سے سالمہ کی قیام پذیری میں بے حد اضافہ ہوتا ہے۔

گمک کے لیے شرائط

1۔ تمام گمکی مخلوط ساختوں میں جوہروں کا مقام یاپوزیشن وہی ہوناچاہئے جو سالمے میں موجود ہے البتہ وہ π الکٹران میں تبدیلی واقع ہوتی ہے۔

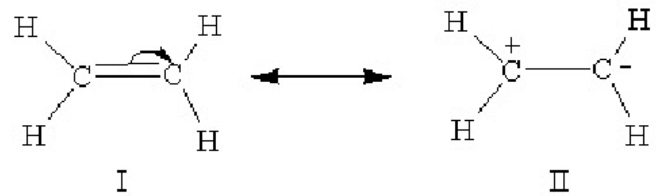
2۔ تمام گمکی مخلوط ساختوں کی توانائی تقریباً یکساں ہونی چاہئے۔

3۔ ان ساختوں میں غیر جوڑی دار الکٹران کی تعداد غیر متبدل ہونی چاہئے۔

4۔ ان ساختوں میں منفی برقی باران جوہروں پر ہوناچاہیے۔ جو برقی منفی ہوں اور مثبت برقی بار برقی مثبت عنصر پر ہوناچاہئے۔ یہ یادرہے کہ گمک π الکٹران کی وجہ سے ظاہر ہوتا ہے کیوں کہ π الکٹران متحرک ہوتے ہیں۔

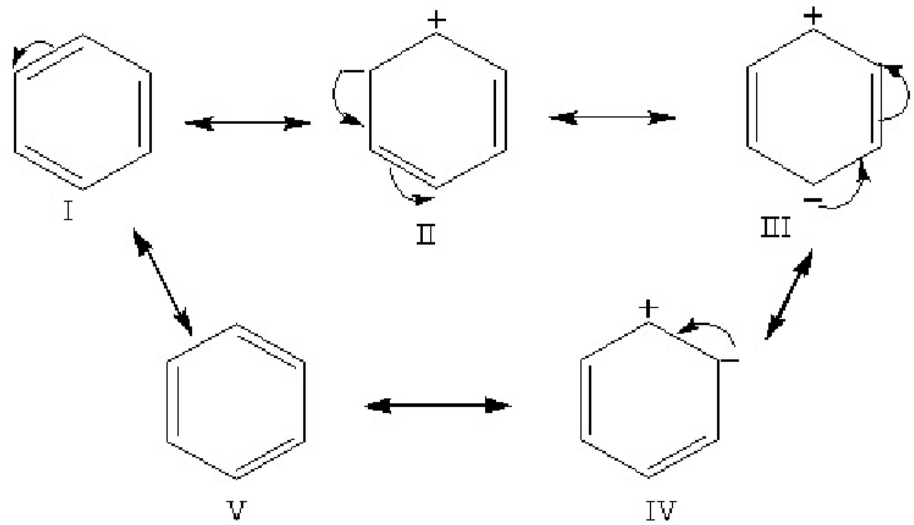
مثالیں: نامیاتی مرکبات میں اس کی کثرت سے مثالیں ملتی ہیں۔

1۔ C_2H_4 میں ایک π بند ہوتا ہے جس کی منتقلی سے دو مخطوط ساختیں حاصل ہوتی ہیں۔



ضوابط I اور II دونوں کی توانائی یکساں ہوتی ہے اور یہ گمکی مخلوط اشکال ہیں اس سلسلہ کی ایک بہترین مثال (Benzene) اور اس کے مشتقات (Derivatives) ہیں ہم ان پر نظر ڈالیں گے۔

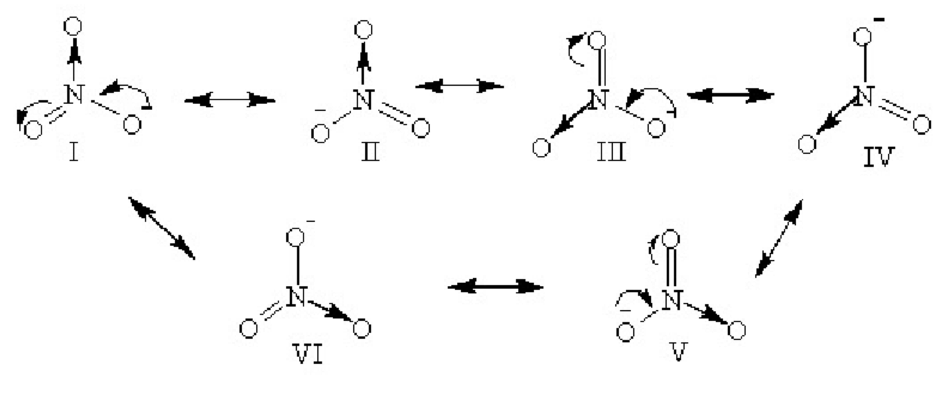
بینزین (Benzene) ایک عطری نامیاتی مرکب ہے اس کے حلقہ میں تین دہرے بند (π الکٹران) ایک کے بعد دیگر باری باری پائے جاتے ہیں ان کی حرکت سے مختلف گمکی مخلوط اشکال حاصل ہوتے ہیں۔



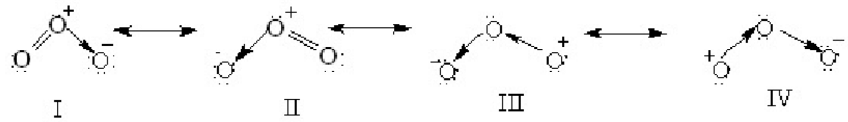
I تا V اشکال تمام کی تمام گمکی مخلوط ساختیں میں ہر ایک کی توانائی تقریباً یکساں ہوتی ہے۔ مخلوط ساخت کی کثرت کی وجہ سے یہ انتہائی قیام پذیر مرکب ہے۔ غیر نامیاتی مرکبات میں بھی گمک پایا جاتا ہے اس کی چند مثالیں حسب ذیل ہیں۔

نائیٹریٹ (NO_3^-) رواں:

یہ ایک گمکی مخلوط ساخت ہے اس کی مختلف ساختیں اس طرح لکھی جاسکتی ہیں۔



اوزون (O_3) میں گمک



اوزن کا سالمہ ان ساختوں کی وجہ سے گمکی مخلوط سالمہ سمجھا جاتا ہے ہر آکسیجن کا جوہر ایک sp2 مخلوط جوہر مانا جاتا ہے

6.9 اختلاط

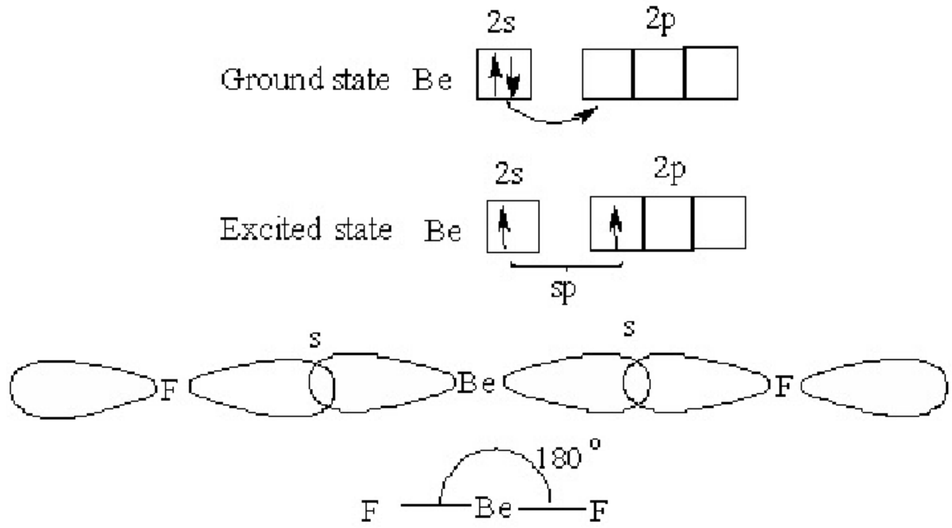
جوہر کے بیرونی خول پر پائے جانے والے غیر جوڑی دار الکٹران کی تعداد ان کی گرفت Valency کو ظاہر کرتے ہیں مثلاً Be کی الکٹرانی تشکیل $1s^2 2s^2$ ہے اور اس کی گرفت صفر ہونی چاہیے جبکہ B تشکیل $1s^2 2s^2 2p^1$ ہے اس کی گرفت (1) اور C کی تشکیل $1s^2 2s^2 2px^1 2py^1$ یعنی گرفت (2) لیکن حقیقت میں Be کی گرفت (2) B کی (3) اور کاربن کی گرفت (4) ہوتی ہے مثلاً $BeCl_2$ گرفت (گرفت 2) BCl_3 (3 گرفت) اور CH_4 (گرفت 4) اس قسم کی بے قاعدگی کی تشریح اختلاط (Hybridization) سے کی جاتی ہے۔ پالنگ نے اختلاط کا نظریہ پیش کیا۔ اختلاط کی تعریف یوں کی جاتی ہے۔

"کسی بھی جوہر کے یکساں توانائی والے آربٹلس ایک دوسرے سے مل کر مساوی تعداد میں متجانس آربٹلس بناتے ہیں جن کی توانائی یکساں ہوتی ہے اس عمل کو اختلاط کہتے ہیں"

عمل اختلاط کے لیے کچھ اصول وضع کیے گئے، جن شرائط کے تحت اختلاط واقع ہوتا ہے۔

1۔ اختلاط ایک ہی جوہر کے آربٹلس میں واقع ہوتا ہے۔
2۔ اختلاط میں حصہ لینے والے آربٹلس کی توانائی تقریباً یکساں ہو۔
3۔ مخلوط آربٹلس کی تعداد اختلاط میں حصہ لینے والے آربٹلس کی تعداد کے مساوی ہونی چاہئے۔
4۔ مخلوط آربٹلس مرکزے کے اطراف یکساں طور پر اس طرح پھیلے ہوئے ہوں کہ ان کے درمیان کمترین قوت دفع عمل کرے جس سے ان کی قیام پذیری میں اضافہ ہوتا ہے۔
5۔ مخلوط آربٹلس کے درمیان زاویہ ہر صورت میں یکساں ہوتا ہے (بعض صورت میں مختلف بھی ہوتا ہے)۔
6۔ اختلاط صرف یکساں توانائی والے آربٹلس میں واقع ہوتا ہے۔ الکٹران کا اختلاط سے کوئی تعلق نہیں۔
7۔ مخلوط آربٹلس الکٹران کے پُر ہونے کے وقت تمام مروجہ اصول جیسے پالی کا اصول، ہنڈ کا اصول وغیرہ کی پابندی کرتے ہیں۔
8۔ مخلوط آربٹلس سے صرف سگما بند بنتا ہے۔ یہ π بند بنانے میں مستعمل نہیں ہوتا۔
9۔ مخلوط آربٹلس یا تو بغیر الکٹران کے ہوتا ہے یا جوڑی دار الکٹران یا ایک ہی الکٹران پایا جا سکتا ہے۔

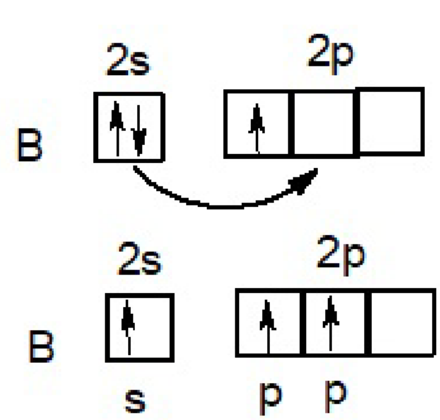
مثالیں: BeF_2 کی ساخت Be کی الکٹرانی تشکیل $1s^2 2s^2 2p^0$ ہے یہ زمینی تشکیل ہے تحریکی حالت میں ایک 2s سے الکٹران 2p کے خالی آر بٹلس میں منتقل ہوتا ہے جس سے دو غیر جوڑی دار الکٹران وقوع پذیر ہوتے ہیں جس سے sp اختلاط واقع ہوتا ہے۔

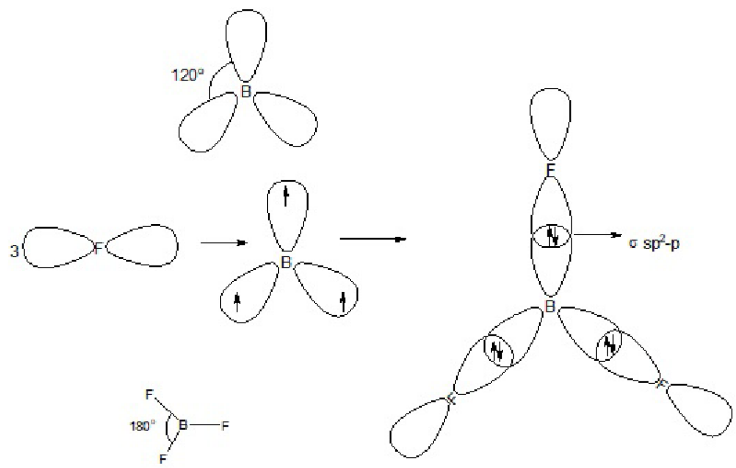


خطی ساخت

$BeCl_2$ کے لیے بھی ایسا ہی اختلاط واقع ہوگا اور (F) کے بجائے (Cl) ہوگا یاد رہے کہ مخلوط آر بٹلس سے بند بنانے والے جوہر میں P اختلاط واقع نہیں ہوتا ہے یہ sp-p بر پوشی کہلائے گی۔

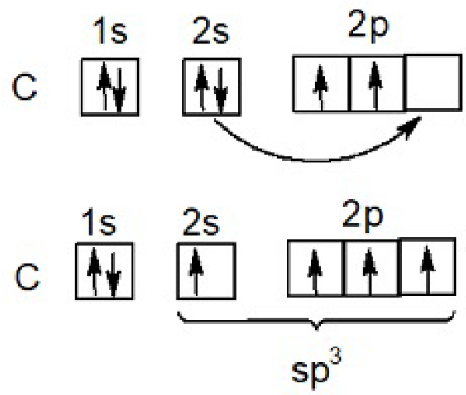
BF_3 سالمہ کی ساخت B کی زمینی حالت میں الکٹرانی تشکیل $1s^2 2s^2 2p^1$ ہے اس تشکیل کے مطابق اس کی گرفت (1) ہوگی لیکن تحریکی حالت میں (2s) آر بٹلس سے ایک الکٹران 2p آر بٹلس میں منتقل ہوتا ہے جس سے اس کی گرفت (3) ہو جاتی ہے۔ اس حالت میں جو اختلاط واقع ہوتا ہے اس کو sp^2 اختلاط کہتے ہیں۔ اس قسم کے اختلاط کی وجہ سے سطحی (Planar) ساخت وقوع پذیر ہوتی ہے جس کا زاویہ 120^0 ہوتا ہے۔

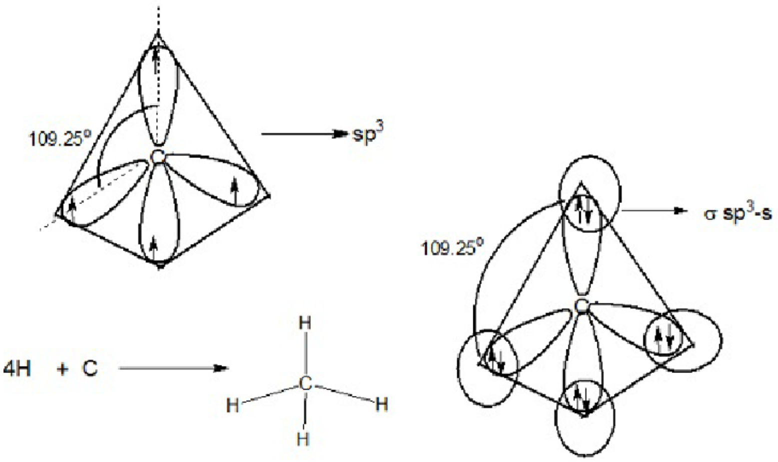




C میں اختلاط: C ایک انوکھا عنصر ہے جس میں مذکورہ بالا تینوں اختلاط sp, sp^2, sp^3 پائے جاتے ہیں۔

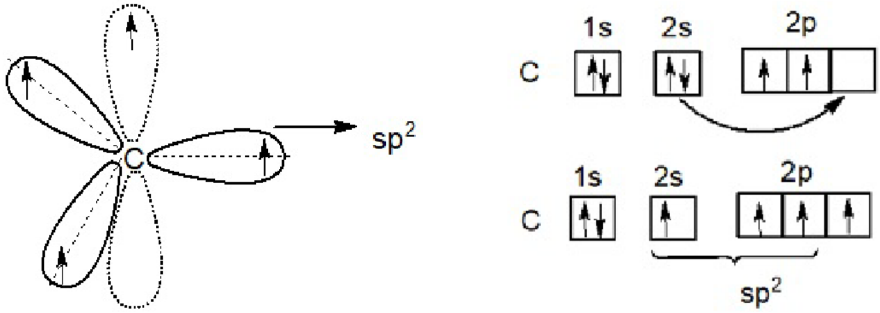
CH_4 کی ساخت: C کی زمینی حالت میں الکٹرانی تشکیل $1s^2\, 2s^2\, 2px^1\, 2py^1$ ہے۔ اس تشکیل کے لحاظ سے اس کی گرفت (2) ہونی چاہئے تحریکی حالت میں 2s آر بٹلس سے ایک الکٹران 2p آر بٹلس کے میں منتقل ہوتا ہے۔ جس سے اس کی گرفت (4) ہو جاتی ہے اس حالت میں جو اختلاط واقع ہوتا ہے۔ اس کو sp^3 اختلاط کہتے ہیں اور اس کی وجہ سے جو ساخت بنتی ہے۔ وہ چار سطحی (Tetrahedron) ہوتی ہے۔ یہ چاروں مخلوط آر بٹلس میں جو زاویہ بنتا ہے وہ $109^0.28`$ ہے۔ اس زاویہ کو چہار سطحی (Tetrahedral Angle) کہتے ہیں جو سیر شدہ نامیاتی مرکبات (Saturated Organic Compounds) کی خاصیت ہے۔

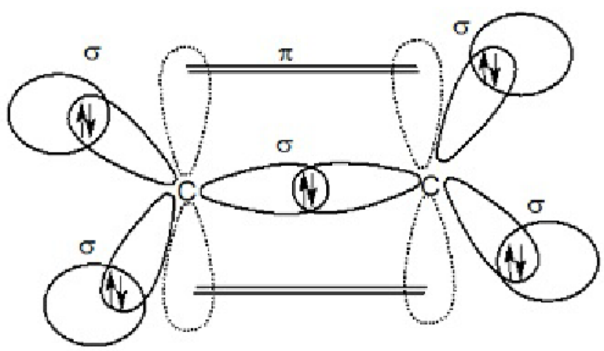


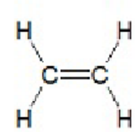


C_2H_4 کی ساخت

تحریکی حالت میں بجائے چاروں غیر جوڑی دار آر.بٹلس ایک 2s اور 2 (2p) آر.بٹلس اختلاط میں حصہ لیتے ہیں جس سے sp^2 اختلاط واقع ہوتا ہے جبکہ ایک خالص π آر.بٹلس غیر مخلوط ہوتا ہے۔ ایسے دو آر.بٹلس جو دو الگ الگ کاربن پر واقع ہوتے ہیں π بند بناتے ہیں مثلاً C_2H_4 کی ساخت سطحی Planar ہوتی ہے، بند کا زاویہ 120^0 ہوتا ہے۔



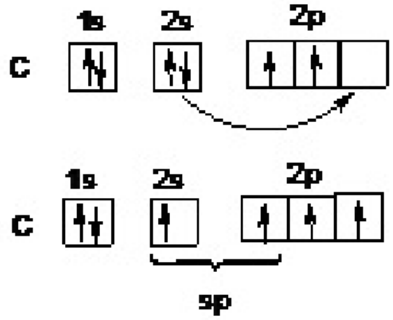


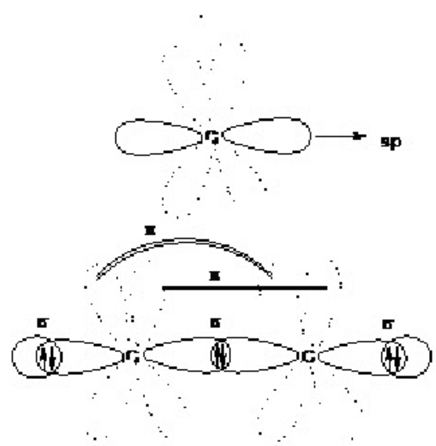


اس مرکب میں جملہ 5 سگما بند ہیں جن میں 4σ-sp^2 بر پوشی سے واقع ہوتے ہیں جبکہ دونوں کاربن کے جوہر میں سگما بند sp^2- sp^2 بر پوشی سے بنتا ہے۔ ایک π بند واقع ہوتا ہے جو p-p بر پوشی سے بنتا ہے۔

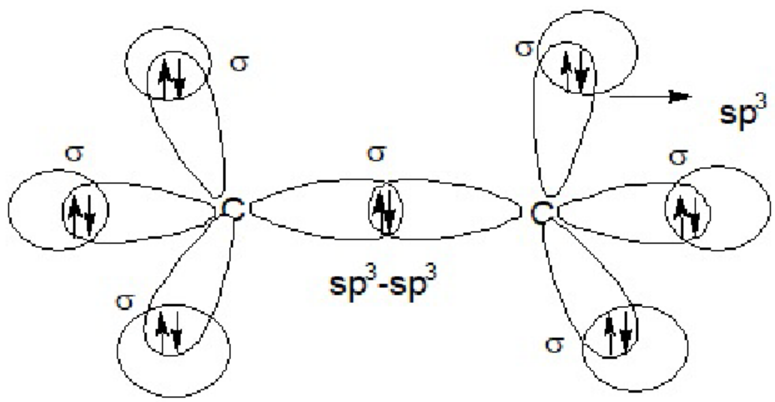
C_2H_2 کی ساخت

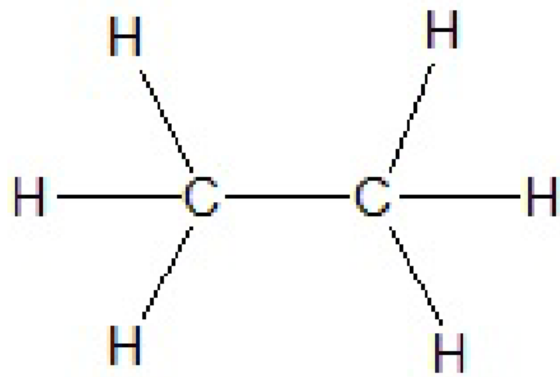
C کی تحریکی حالت میں اس مرکب میں ایک (s) اور ایک p آربٹلس اختلاط میں حصہ لیتے ہیں جبکہ دو (2p) آربٹلس غیر مخلوط ہوتے ہیں جو π بند بنانے میں کام آتے ہیں۔ اس طرح sp اختلاط واقع ہوتا ہے جس سے خطی (Linear) ساخت واقع ہوتی ہے۔





C اور H کے درمیان s-sp بر پوشی سے سگما بند واقع ہوتا ہے جبکہ دونوں C جوہر کے درمیان sp-sp بر پوشی سے سگما بند بنتا ہے جبکہ ہر ایک کاربن کے غیر مخلوط py اور pz جانبی بر پوشی (Lateral overlap) کے ذریعہ دو π بند بناتے ہیں۔





NH_3 کی ساخت: NH_3 میں مرکزی جوہر N ہے جس کی زمینی حالت میں الکٹرانی تشکیل $1s^2\,2s^2\,2px^1\,2py^1\,2pz^1$ ہے۔ اسی حالت میں اس میں sp^3 اختلاط واقع ہوتا ہے جس میں N کا ایک sp^3 مخلوط آربٹلس میں الکٹرانی جوڑی پائی جاتی ہے یاد رہے کہ مخلوط آربٹلس میں (i) جوڑی دار الکٹران (ii) اکہرا الکٹران (iii) یا وہ بغیر کسی الکٹران کے موجود ہو سکتا ہے۔ اس سالمہ کے بند کا زاویہ $109^0.28`$ ہونا چاہیے لیکن یہ 107^0 ہوتا ہے اس کی وجہ یہ بیان کی گئی ہے کہ lp-bp ٹکراؤ کی وجہ سے زاویہ میں کمی واقع ہوتی ہے۔

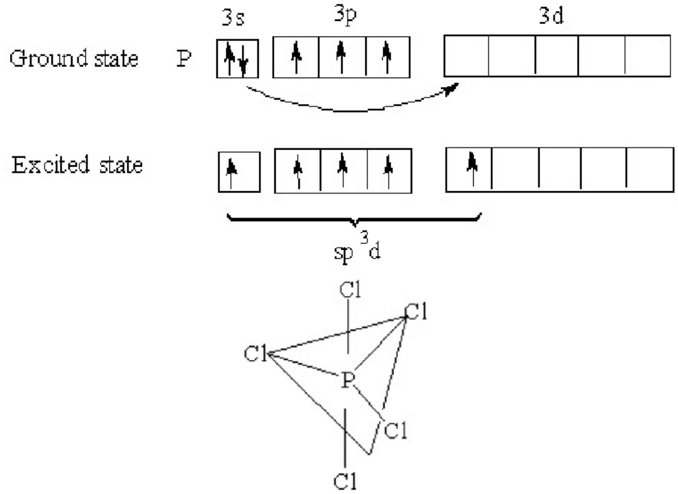
C_2H_6 کی ساخت

جیسا کہ CH_4 میں دکھایا گیا ہے اس مرکب میں بھی کاربن میں sp^3 اختلاط واقع ہوتا ہے۔ ساخت چار سطحی ہوگی۔ اس مرکب میں جملہ 7 سگما بند ہوتے ہیں (6) سگما بند $s-sp^3$ بر پوشی کی وجہ سے ہوں گے جبکہ دونوں کاربن کے درمیان سگما بند ہوتا ہے جو sp^3-sp^3 بر پوشی کی وجہ سے ہوتا ہے۔

PCl_5 کی ساخت

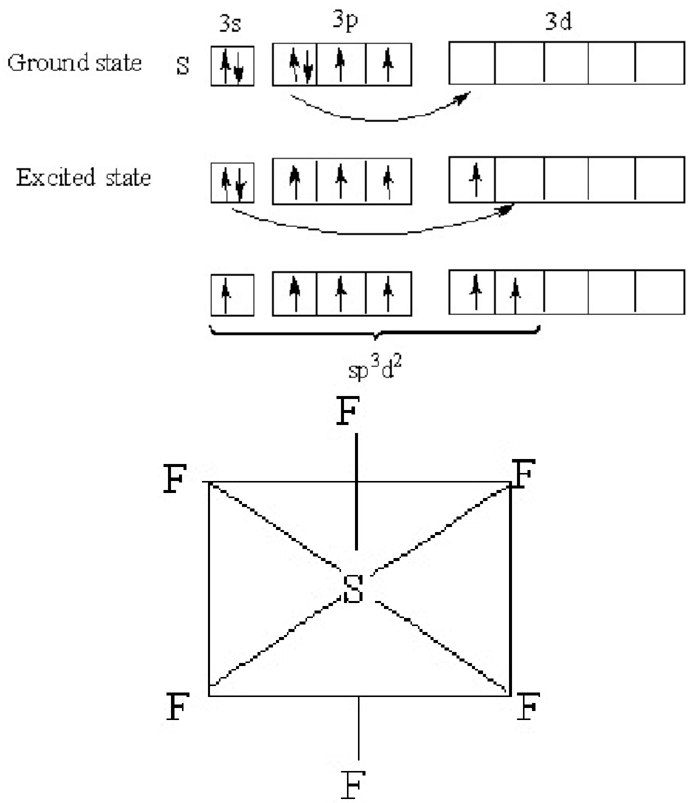
P کی زمینی حالت میں الکٹرانی تشکیل $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3px^1\,3py^1\,3pz^1$ ہے جبکہ تحریکی حالت میں 3S آربٹلس سے ایک الکٹران 3d آربٹلس میں داخل ہوتا ہے جس سے اس کی گرفت (5) ظاہر ہوتی ہے اس حالت میں sp^3d اختلاط واقع ہوتا ہے جس سے Trigonal Bipyramid حاصل ہوتا ہے۔

یہ ایک غیر مرتب شکل ہے جبکہ Trigonal Bipyramid سے قبل جتنی ساختیں ہیں وہ مرتب اشکال ہیں۔



SF_6 کی ساخت

سلفر 'S' کی زمینی حالت میں الیکٹرانی تشکیل $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3px^2 3py^1 3pz^1$ ہے تحریکی حالت میں (3s) آربٹلس سے ایک ایک الیکٹران 3d آربٹلس میں منتقل ہو جاتے ہیں اور اس حالت میں sp^3d^2 اختلاط واقع ہوتا ہے جس سے Octahedral شکل حاصل ہوتی ہے۔



جدول 6.3: ممکنہ اختلاط کی قسمیں

اختلاط	ساخت	زاویہ	مثال
sp	ساخت	180^0	$BeCl_2, C_2H_2$
sp^2	سطحی	120^0	BCl_3, C_2H_4
sp^3	چار سطحی	109^0	NH_3, H_2O, CCl_4, CH_4
sp^3d	مثلثی دواہرمی	$90^0, 120^0$	PCl_5
dsp^2	Square Planar	90^0	$[Ni(CN)_4]$
sp^3d^2	Octahedral	90^0	$SeCl_6, SF_6$

6.10 اکتسابی نتائج

ہم نے اس اکائی کے مطالعہ سے یہ معلومات حاصل کی۔

☆ شریک گرفتی بند کس کو کہتے ہیں۔

☆ ہم نے شریک گرفتی بند کی وجہ سے وقوع پذیر ہونے والے اکہرے دہرے اور تہرے بند کے بارے میں معلومات حاصل کی۔

☆ ان مرکبات کے بارے میں جن میں شریک گرفتی بند پایا جاتا ہے ان کی ساخت کے بارے میں معلومات حاصل کیں۔

☆ V.B.T Theory کے خدوخال کا مطالعہ کیا۔

☆ سگما(σ) اور پائی(π)بند کی نوعیت کو سمجھا۔

☆ VSEPR نظریہ کی ابتداء اور اس کی افادیت کے بارے میں معلومات حاصل کی۔

☆ VSEPR نظریہ کی مدد سے بغیر عمل اختلاط کے مرکبات کی ساخت کے بارے میں پیش گوئی کرنا سیکھا۔

☆ گمک کے اصول سے واقفیت حاصل کی اور مختلف نامیاتی اور غیر نامیاتی مرکبات میں گمک کی موجودگی اور اس کے اثرات کا مطالعہ کیا۔

☆ اختلاط(Hybridisation) کے نظریہ کا مطالعہ کیا اور اس عمل کے ذریعہ متعدد نامیاتی اور غیر نامیاتی مرکبات کی ساخت کو سمجھنے میں جو دشواریاں تھیں ان کو آسانی سے سمجھا۔

6.11 کلیدی الفاظ

شریک گرفتی بند	وہ کیمیائی بند جو غیر جوڑی دار الکٹران کی شراکت سے واقع ہوتا ہے۔
سگما(σ)	وہ شریک گرفت جو راست برپوشی(Headon overlap) سے واقع ہوتا ہے۔
پائی(π)بند	وہ شریک گرفتی بند ہے جو آربٹل کے جانبی برپوشی(Lateral overlap) کی وجہ سے حاصل ہوتا ہے۔
اکہرا بند(Single Bond)	وہ شریک گرفتی بند ہے جو دونوں جوہر کے ایک-ایک الکٹران کی شراکت سے بنتا ہے۔
دہرا بند(Double Bond)	وہ شریک گرفتی بند ہے جو دو جوہروں کے درمیان دو-دو (2) الکٹران کی شراکت سے بنتا ہے۔
تہرا بند(Triple Bond)	وہ شریک گرفتی بند ہے جو تین تین الکٹران کے شراکت سے بنتا ہے۔
تنہا الکٹرانی جوڑی(Lone Pair)	الکٹران کا وہ جوڑا ہے جو کسی کیمیائی تعامل بند میں حصہ نہیں لیتا یا کسی دوسرے سے شراکت نہ کی ہو۔
بند شی جوڑی(Bond Pair)	بند کے وقوع پذیر ہونے کے دوران جو شراکت کردہ الکٹران ہیں ان کو Bond pair کہا جاتا ہے۔

6.12 نمونہ امتحانی سوالات

مفروضی جوابات کے حامل سوالات

1۔ مندرجہ ذیل میں سے کون سا سالمہ پانی میں حل پذیر ہے؟

(a)میتھین (b) امونیہ (c) ایتھلین (d) ایسیٹالین

2۔ مندرجہ ذیل میں سے کس سالمہ میں تہرا بند موجود ہے؟

(a) آکسیجن (b) ہائیڈروجن (c) نائٹروجن (d)کاربنڈائی آکسائیڈ

3۔ مندرجہ ذیل میں سے کسی سالمہ میں زاویہ 107^0 ہے؟

(a)پانی (b)میتھین (c) کاربنڈائی آکسائیڈ (d) امونیہ

4۔ مندرجہ ذیل میں سے کسی سالمہ کی شکل خطی ہے؟

(a) امونیہ (b)پانی (c)فاسفورس پینٹا کلورائیڈ (d) کاربنڈائی آکسائیڈ

5۔ مندرجہ ذیل میں سے کس سالمہ میں sp^2 طرح کا مخلوط ہے؟

(a) بورون ٹرائی کلورائیڈ (b) بیریلیم کلورائیڈ (c) سلفر ہیگزا کلورائیڈ (d)پانی

6۔ مندرجہ ذیل میں سے کس سالمہ میں ایک جوڑی تنہا الکٹران ہیں؟

(a)پانی (b) امونیہ (c) کاربنڈائی آکسائیڈ (d)اوزون

مختصر جوابات کے حامل سوالات

1۔ PCl_5سالمہ میں مخدد اختلاط بیان کیجیے اور ساخت سمجھائیے۔

2۔ SF_6سالمہ کی ساخت اور اختلاط بیان کیجیے۔

3۔ بند کی خصوصیات بیان کیجئیے۔

4۔ VSEPR نظریہ کی روشنی میںNH_3کی ساخت سمجھائیے۔

طویل جوابات کے حامل سوالات

1۔ شریک گرفتی بند کی تعریف کیجیے N_2,O_2,H_2اورC_2H_4کی ساخت پر بحث کیجیے۔

2۔ والنس بانڈ نظریہ(V.B. Theory)کے اہم نکات بیان کیجیے؟

3۔ VBTکے مدد سےCH_4, C_2H_2,NH_3کی ساخت بیان کیجیے؟

اکائی- 7: سالمی مدارچی نظریہ

(Unit-7: Molecular Orbital Theory)

اکائی کے اجزا

7.0 تمہید
7.1 مقاصد
7.2 جوہری اور سالمی مدارچہ
7.3 سالمی مدارچہ کی قسمیں
7.4 بندشی سالمی مدارچہ اور مخالف بندچی مدارچہ میں فرق
7.5 LCAOکاطریقہ
7.6 سالمی اربٹیل نظریہ کادوسالمی سالمات پر اطلاق
7.7 بندکادرجہ
7.8 مقناطیسی خاصیت
7.9 بانڈ آڈر' بندش طول، بند کی تحلیلی توانائی اور قیام پزیری کے درمیان رشتہ
7.10 اکتسابی نتائج
7.11 کلیدی الفاظ
7.12 نمونہ امتحانی سوالات

7.0 تمہید

گرفت بند نظریہ کے مطابق شریک گرفتی بند میں جوہر ایک دوسرے کے قریب آتے اور تفاعل کرتے ہیں۔ اس لیے حاصل ہونے سالمات میں جوہر کے انفرادی خصوصیات باقی رہتے ہیں۔ برخلاف اسکے سالمی مدارچہ سرف سالمات کے لیے مختص ہیں۔ جس میں حصہ لینے والے جوہر ایک کاص توازنی فاصلہ سے جدا رہتے ہیں۔ اس طرح سالمی مدارچے کثیر مرکزی ہوتے ہیں۔ جیسا کہ ہم جانتے ہیں کہ شریک گرفتی بند میں بیرونی خول پر پائے جانے والے غیر جوڑی دار الکٹران ایک دوسرے سے اشتراک کر کے ایک کیمیائی بند بناتے ہیں۔ اس سے واقع ہونے والے کسی بھی سالمہ کو ہم دو جوہروں کا مجموعہ، جس میں کچھ حد تک ان جوہروں کی شناخت باقی رہتی ہے۔ اس قسم کے بند کے دوران ہم نے یہ بھی مطالعہ کیا کہ ایک طاقتور بند کے واقع ہونے کے لیے جوہر کے جوہری آربٹل میں، جن کی توانائی یکساں یا

تقریباً یکساں ہوں اختلاط واقع ہوتا ہے۔ وہ بند جو مخلوط آربٹل کی وجہ سے وقوع پذیر ہوتا ہے وہ غیر مخلوط آربٹل کے درمیان برپوشی کی بہ نسبت زیادہ طاقتور قیام پذیر ہوتا ہے۔ یہ تمام چیزیں ہم نے VBT کے تحت مطالعہ کیا ہے۔ اس نظریہ سے زیادہ ترقی یافتہ ایک نظریہ پیش کیا گیا جسے سالمی آربٹل کا نظریہ Molecular Orbital Theory کہتے ہیں جس کا مخفف (MOT) ہے۔

اس نظریے کو Hund اور R.S Mulliken نے 1930ء میں پیش کیا۔ VBT اور MOT کا سب سے نمایاں فرق یہ ہے کہ وہ VBT میں صرف بیرونی الکٹران بند کے تکوین میں حصہ لیتے ہیں۔ بشرطہ یہ کہ وہ غیر جوڑی دار ہوں جبکہ MOT میں پہلے آربٹل سے آخری آربٹل کے تمام الکٹران کے درمیان واقع ہونے والے بند پر بحث کی جاتی ہے۔ اس نظریہ کی روشنی میں الکٹران کو یا تو ذرہ (Particle) تصور کیا جاتا ہے یا اس کو ایک موج (Wave) سمجھا جاتا ہے۔ اس کو ہم Wave Function (φ) سے تعبیر کرتے ہیں۔ جوہری آربٹل کے برپوشی کی وجہ سے ایک سالمی آربٹل وجود میں آتا ہے۔ سالمی آربٹل کو ذیل کے کسی ایک طریقہ سے حاصل کیا جاتا ہے۔

1۔ جوہری آربٹل کا خطی اتحاد LCAO Method (Linear Combination of Atomic Orbital)

2۔ متحدہ جوہری طریقہ (United Atom Method)

7.1 مقاصد

اس اکائی میں طلباء کو سالمی مدارچہ کے نظریہ کے بارے میں تفصیلی طور پر معلومات فراہم کی جائے گی۔ اس کے علاوہ طلباء کو جوہری اور سالمی مدارچہ' سالمی مدارچہ کی قسموں' بندشی سالمی مدارچہ اور مخالف بندچی مدارچہ میں فرق کے بارے میں بھی جانکاری دی جائے گی۔ مزید طلباء کو LCAO کا طریقہ 'MOT کا دو سالمی سالمات پر اطلاق ، بانڈ آرڈر (Bond Order) اور مقناطیسی خاصیت (Magnetic Nature) کے بارے میں بھی بتلایا جائے گا۔ آخر میں طلباء کو بانڈ آڈر' بانڈ کی لمبائی' Bond Dissociation Energy اور قیام پزیری کے درمیان رشتہ کے مطالق معلومات بھی فراہم کی جائے گی۔

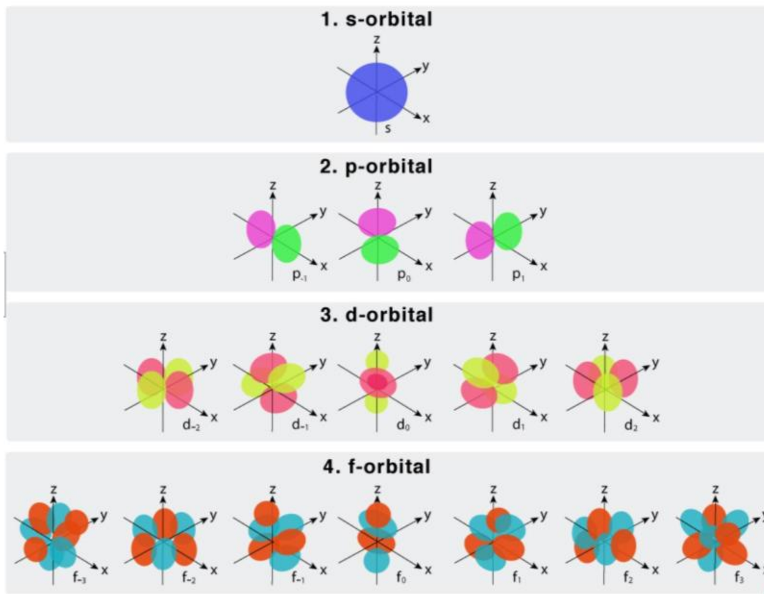
7.2 جوہری اور سالمی مدارچہ

جوہری مدارچہ میں الکٹران جوہر کے نیوکلیس (Nucleus) کے اطراف موجود رہتے ہیں جبکہ سالمی مدارچہ میں الکٹران سالمہ میں پائے جاتے ہین جو کے جوہری مدارچوں کے ملنے سے بنتے ہیں۔ سالمہ مدارچے کو اس میں موجود کئی ایک جوہر (Atoms) کرتا ہے جبکہ جوہر کے مدارچے اس جوہر کی انفرادی خاصیت ہوتے ہیں۔

جوہری مدارچے:

جوہری مدارچے سے مراد کسی بھی جوہر کے نیوکلیئ کے اطراف کا وہ حصہ ہے جہاں پر الکٹران کی موجودگی کے امکانات بہت زیادہ ہوتے ہیں۔

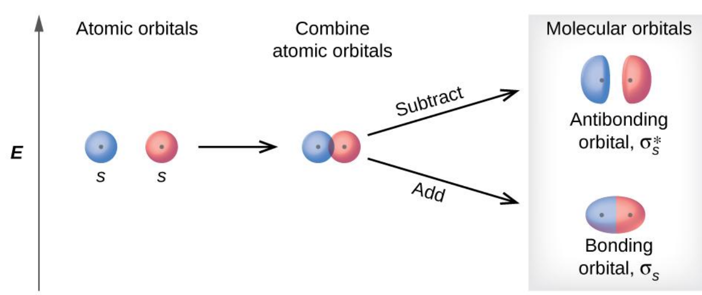
مثالیں: s, p, d, and f مدارچے۔ ان مدارچوں کی مخصوص ساخت اور الکٹران کی صلاحیت ہوتی ہے۔ (شکل-7.1)



شکل- 1 .7: جوہری آربیٹلس کی ساختیں

سالمی مدارچے

جب سالمہ کی تیاری کے دوران جوہری مدارچے آپس میں ملتے ہیں، تو سالمی مدارچے حاصل ہوتے ہیں۔ جوہری مدارچے آپس میں بر پوشی کر کے سالمی مدارچے دیتے ہیں اور ان میں الکٹرانس سالمے میں تقسیم ہو جاتے ہیں۔ (شکل-7.2)



شکل-7.2 : سالمی آربیٹلس کی ساختیں

جدول- 7.1 میں جوہری آربٹل (Atomic Orbital) اور سالمی آربٹل (Molecular Orbital) کے فرق کو بیان کیا گیا ہے۔

جدول-7.1

جوہری آربٹل (Atomic Orbital)	سالمی آربٹل (Molecular Orbital)
(i) یہ جوہروں کے ساتھ مخصوص ہوتے ہیں	ان کا تعلق سالمات سے ہوتا ہے۔
(ii) ان کی مخصوص خصوصیات جوہر سے تعلق باقی رہتا ہیں	یہ جوہری آربٹلس کے شراکت سے واقع ہوتے ہیں۔
(iii) ان کو s، p، d اور f سے ظاہر کرتے ہیں۔	ان کو σ، π، σ^* اور π^*، سے ظاہر کیا جاتا ہے۔

7.3 سالمی مدارچہ کی قسمیں

فرض کرو کہ دو جوہر (1) اور جوہر (2) برپوشی کرتے ہیں۔ اگر ہر ایک کا Wave Function φ_1 اور φ_2 ہیں۔ جب دونوں جوہری آربٹل برپوشی کرکے ایک سالمی آربٹل بناتے ہیں۔ تو وہ الکٹران جو جوہری آربٹل میں موجود تھے، وہ اب سالمی آربٹل میں منتقل ہو جاتے ہیں۔ یہ اس وقت ممکن ہے جبکہ یہ خطی (Linearly) طور پر ایک دوسرے سے برپوشی کریں۔ اگر φ_1 اور φ_2 دونوں ہائیڈروجن کے جوہر ہوں, جن میں (1s) آربٹل موجود ہوتا ہے اور جس میں ایک۔ ایک الکٹران پایا جاتا ہے، ان کے درمیان جو برپوشی کے لیے دو ممکنات ہو سکتے ہیں۔

1۔ ایسے جوہری آربٹل جن کی علامات یکساں ہوں۔

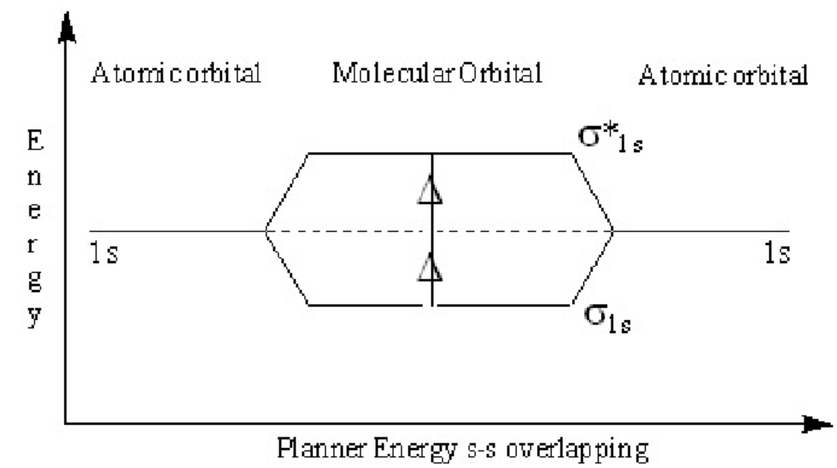
2۔ یا دونوں کے علامات ایک دوسرے کے مخالف ہوں۔

پہلی صورت میں جو بند بنے گا، اس کی توانائی جوہری آربٹل کے مقابلے میں کم ہوگی اور یہ قیام پذیر بند ہوتا ہے اس کو بندشی سالمی آربٹل (Bonding Molecular Orbital) کہا جاتا ہے۔ اور اس کو (σ, π, δ) علامت کے ساتھ تعبیر کیا جاتا ہے۔ جو دوسری صورت میں اس کے جواب میں جو بند واقع ہوتا ہے۔ اس کی توانائی زیادہ ہوتی ہے اور ناقیام پذیر ہوتا ہے تو اس بند کو مخالف بندشی سالمی آربٹل (Antibonding Molecular Orbital) کہا جاتا ہے اور اس کو (σ^* , π^*, δ^*) علامت کے ساتھ تعبیر کیا جاتا ہے۔ زیر نظر مثال میں دو جوہر جن کی تشکیل ($1s^1$) ہے اپنے جوہری آربٹل میں موجود ہیں۔ یہ سالمی آربٹل بناتے ہیں تو دونوں جوہر کے دونوں الکٹران سالمی آربٹل کو پر کرتے ہیں۔ اب یہ کہاں جائیں گے؟ اس کا یہی جواب ہے کہ وہ تمام اصول جن کا اطلاق جو جوہری آربٹل پر ہوتا ہے وہ سب سالمی آربٹل پر بھی ہوگا۔ یہ دونوں الکٹران پہلے کم توانائی والے سالمی آربٹل میں پر ہوں گے۔ (آف باؤ کا اصول) ۔ لیکن مخالف بندشی سالمی آربٹل بغیر الکٹران کے ہوگا، تب اس کے سالمی بندشی آربٹل کی تشکیل ($\sigma 1s^2$) ہوگی۔ کیونکہ یہ s-s برپوشی کی وجہ سے σs بند بناتے ہیں اور ان میں دو الکٹران ہوں گے۔ اس کے بر خلاف (He) کی الکٹرانی تشکیل ($1s^2$) ہے۔ اس میں بھی (s-s) s پر

برپوشی ہوگی اور دو سالمی آربٹل وجود میں آئیں گے۔ جیسے σ اور *σ چونکہ (4) الکٹران ہیں۔ اس لیے اس کے بند شی سالمی آربٹل میں دو الکٹران اور مخالف بند شی آربٹل میں (2) الکٹران ہوں گے اس کی تشکیل اس طرح ہو گی۔

$$He2= \sigma 1s2\ \sigma * 1s2$$

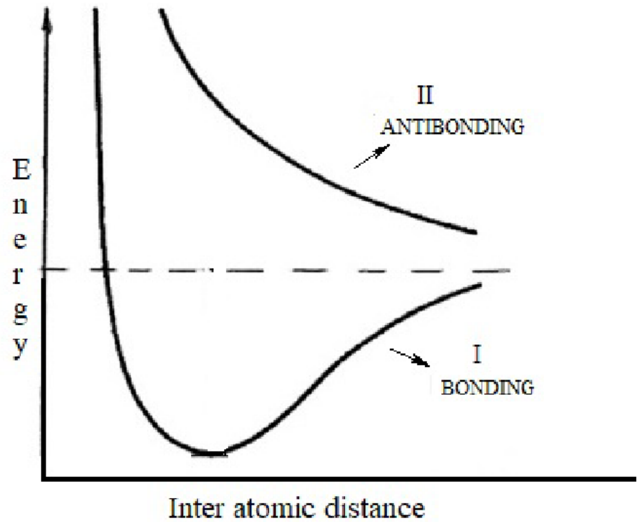
چونکہ دونوں بند شی سالمی آربٹل میں الکٹران پر ہوتے ہیں, اس لیے یہ بند منسوخ ہو جائے گا اور نتیجہ He_2 ممکن نہیں ہے اور یہ نتیجہ VBT سے بھی اخذ ہوتا ہے زیر نظر شکل کے ذریعے اس کی تشریح کی جاسکتی ہے۔ (شکل -7.3)



شکل -7.3: s-s برپوشی

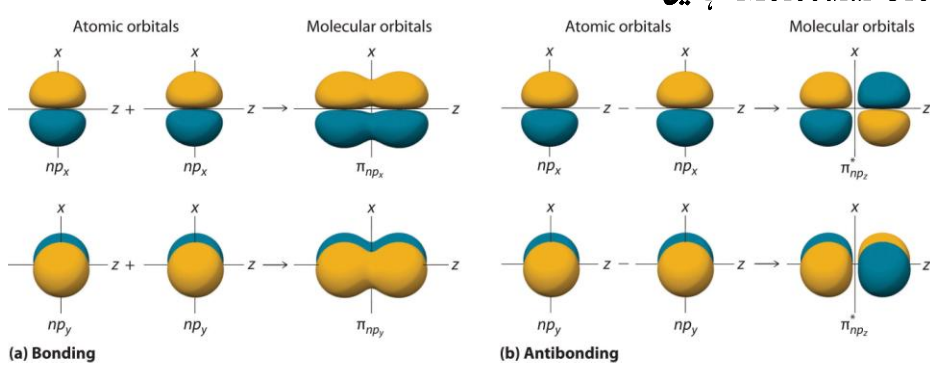
Δ سے مراد جوہری آربٹل اور سالمی آربٹل کے درمیان تفاوت توانائی ہے۔

σ بند اور π بند کی تعریف: MOT میں σ بند اور π بند کی تعریف اس طرح کی جاتی ہے۔ s بند وہ بند ہے, جس کا تشاکل غیر متبدل رہے جبکہ بند کو 360^0 کے زاویہ میں گھمایا جائے یعنی بند کی جو علامات ہیں۔ (-,+) وہ بند کو قیاسی طور پر بین مرکزائی محور کے متوازی 360^0 زاویہ میں گھمائیں تو وہ علامتیں غیر متبدل رہیں۔ اگر وہ تبدیل ہو جائیں تو اس کو π بند (π Bond) کہیں گے جیسے ہم آئندہ مطالعہ کریں گے کہ P اور d آربٹل جب مخصوص محور پر برپوشی کرتے ہیں تو علامتیں تبدیل ہو جاتی ہیں۔ ایسی صورت میں دو غیر تشاکل آربٹل جن کی علامات (+) اور (-) ہیں۔ اگر وہ برپوشی کی ہیں, جس سے ایک بند واقع ہوتا ہے جہاں الکٹران کثافت صفر ہو گی۔ تب ایسا سالمی آربٹل مخالف بند شی سالمی آربٹل کہلاتا ہے۔ ان دونوں سالمی آربٹل کی توانائی کو گراف کی مدد سے اس طرح پیش کیا جاسکتا ہے۔ (شکل -7.4)



شکل-7.4: sبند کی ترسیم

گراف (شکل7.4) کے اعتبار سے گراف I میں جوہری آربٹل کی توانائی سالمی آربٹل بنانے کے بعد کم ہو رہی ہے جس سے ظاہر ہوتا ہے۔ اس سالمی آربٹل کی توانائی جوہری آربٹل کی توانائی سے بھی کم ہے اس لیے یہ بند شی سالمی آربٹل ہے جبکہ گراف II میں (MO) کی توانائی جوہری آربٹل کی توانائی سے زیادہ ہے۔ اس لیے نا قیام پذیر ہے۔ اس لیے جبکہ اس کو مخالف بند شی سالمی آربٹل (Antibonding Molecular Orbital)، آربٹل برپوشی میں حصہ لیتے ہیں جو نصف پُر ہوتے ہیں۔VBT میں صرف وہی آربٹل بند بناتے ہیں جو نصف پُر ہوں, لیکن MOT نظریہ کے تحت دونوں جوہروں کے مرکز ایک خاص مناسب فاصلہ پر آجاتے ہیں اور ایک جوہر کے تمام آر.بٹلس دوسرے جوہر کے تمام جوہری آر.بٹلس (Atomic Orbital's) کے ساتھ برپوشی کرتے ہیں، جن کا تشاکل موافق ہو۔اس سے جو آربٹل بنتا ہے اس کو Molecular Orbital کہتے ہیں



شکل-7.5: سالمی مدارچوں کی قسمیں

7.4 بند شی سالمی مدارچہ اور مخالف بندچی مدارچہ میں فرق

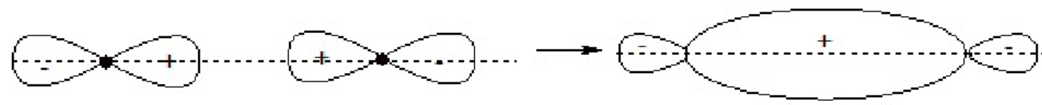
s-s، p-p اور s-p برپوشی (s-s, p-p and s-p Overlaps)

جہاں تک s-s بر پوشی کا تعلق ہے پچھلے حصہ میں اس کا ذکر گزر چکا ہے اب ہم p-p اور s-p پر نظر ڈالیں گے۔

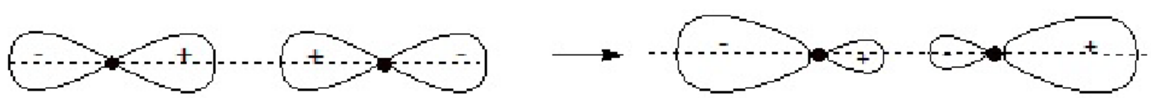
p-p بر پوشی (p-p Overlap)

جیسا کہ ہم جانتے ہیں کہ p آربٹل کی ساخت ڈمرو جیسے ہوتی ہے، اس کے تین Lobes تین محوروں x,y,z پر پھیلے ہوئے ہوتے ہیں۔

(i) px-px آربٹل کی بر پوشی۔



σ بند شی سالمی آربٹل

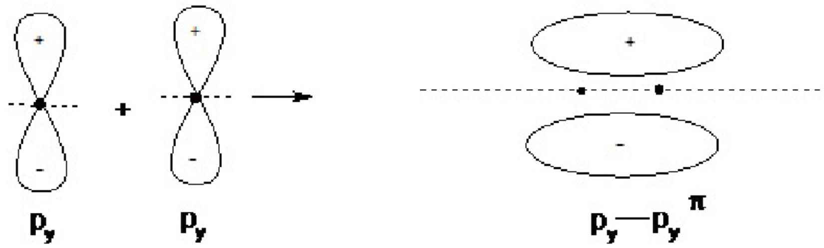


σ^* بند شی سالمی آربٹل

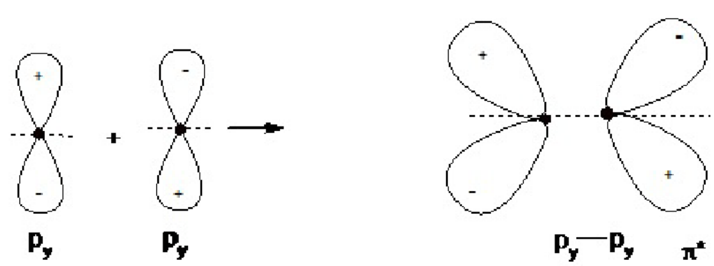
p_x-p_x بر پوشی بند شی اور مخالف بند شی سالمی آربٹل۔

p_x-p_x آربٹل کی بر پوشی سے σ بند واقع ہوتا ہے جس کو σpx-px سے تعبیر کیا جاتا ہے۔

(ii) py-py اور pz-pz آربٹلس کی بر پوشی: y محور اور z محور x محور کے عموما واقع ہوتے ہیں۔ ان کی اس تشاکل کی وجہ سے ان آربٹلس میں جانبی بر پوشی واقع ہوتی ہے جس سے π, π^* بند واقع ہوتا ہے یعنی دونوں π اور π^* بند ایک دوسرے کے عموماً واقع ہوتے ہیں۔

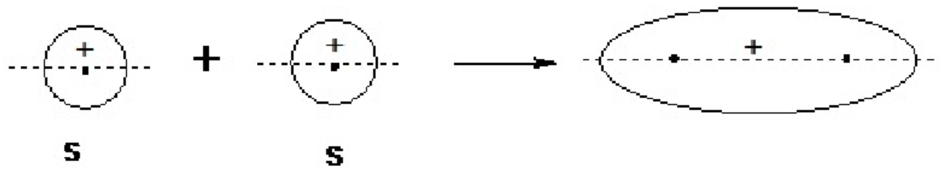


π بند شی سالمی آربٹل

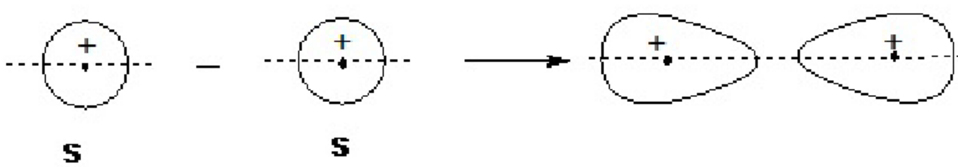


π^* مخالف بند شی سالمی آربٹل

pz-pz آر بٹلس کی برپوشی سے ایسے ہی π بند وجود میں آتے ہیں جن کو ہم π اور π^* سے تعبیر کرتے ہیں دونوں مندرجہ بالا π بند ایک دوسرے کے عموماً واقع ہوتے ہیں۔ چونکہ ہم H کی مثال کی مدد سے سمجھنے کی کوشش کریں گے۔ چونکہ ہائیڈروجن میں (1s) آربٹل ہوتا ہے اس کی برپوشی یوں ہوگی۔



σ بند شی سالمی آربٹل

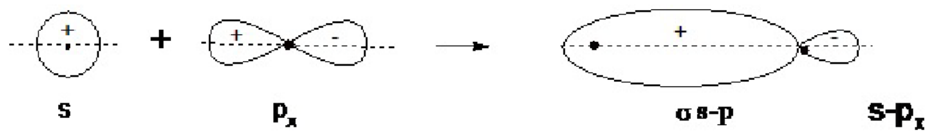


π^* مخالف بند شی آربٹل

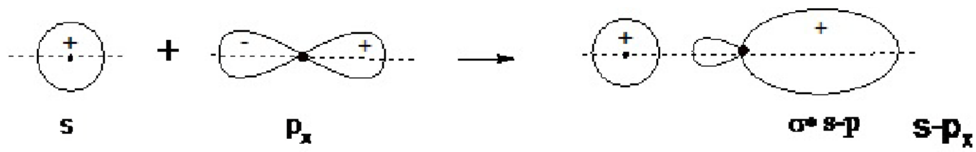
ان دو σ اور π^* کی ہم تشریح کریں گے۔ پہلی چیز جو قابل توجہ ہے وہ یہ کہ علامتیں (+) اور (-) نہ یہ برقی بار ہیں یا حسابی اعتبار سے جمع یا تفریق ظاہر کرتی ہیں بلکہ یہ قیاسی علامات ہیں۔ جو ان کے تشاکل کو ظاہر کرتا ہیں۔ اگر تشاکل Symmetry یکساں ہے تو علامت بھی یکساں ہے جیسے پہلی مثال جہاں (+) اور (+) برپوشی کر رہے ہیں۔ جس کے بعد ایک سالمی آربٹل واقع ہو رہا ہے جہاں دونوں الکٹران اب دو مرکزوں کے زیر اثر ہے جس کے باعث اس بند کی توانائی بہ نسبت جوہری آربٹل سے کم ہوگی۔ یہ آربٹل بند شی کہلائے گا۔ لیکن اس کے برخلاف جو بند بنے گا مخالف بند شی بند ہوگا جس کی توانائی زیادہ ہوگی۔ σ بند اور π بند کے درمیان تین نمایاں فرق پائے جاتے ہیں۔

σ بند	π بند
(i) σ بند میں برپوشی میں حصہ لینے والے Lobes بین مرکزی محور کے متوازی ہوتے ہیں۔	جوہری آربٹل کے جوہر برپوشی میں حصہ لیتے ہیں بین مرکزائی محور کے عموداً واقع ہوتے ہیں۔
(ii) σ برپوشی میں الکٹرانی کثافت بین مرکزی محور کے متوازی ہوتی ہے۔	π برپوشی میں الکٹرانی کثافت بین مرکزائی محور پر سالمی آربٹل الکٹران کثافت صفر ہوتی ہے۔
(iii) بین مرکزائی محور پر σ سالمی آربٹل کا تشاکل یکساں ہوتا ہے۔	π بند میں تشاکل تبدیل ہوجاتا ہے۔

s-p برپوشی: s آربٹل، p آربٹل کے ساتھ اس وقت برپوشی کر سکتا ہے، جب s اور p آربٹل کے Lobes بین مرکزائی محور متوازی واقع ہوں یہ صرف px آربٹل سے ہی ممکن ہے، جبکہ py اور pz عموداً واقع ہونے کی وجہ سے s آربٹل سے برپوشی نہیں کرسکتے۔



σبند شی سالمی آر بٹل



σ^* مخالف بند شی سالمی آر بٹل

7.5 LCAOکا طریقہ

ہم اس نظریہ کا دوسرے دور کے عناصر کے دو جوہری سالمات پر اطلاق دیکھیں گے۔ ان سالمات کے سالمی آر بٹل کے توانائی کے تشریحی خاکے، جن کو Molecular Orbital Energy Diagram سے تعبیر کرتے ہیں۔ ان خاکوں کو ہم LCAOطریقہ سے حاصل کرتے ہیں۔ اس طریقے کے لیے ذیل میں دیے گئے اصولوں کو مد نظر رکھا جاتا ہے۔

1۔ برپوشی میں حصہ لینے والے جوہری آر بٹلس کی توانائی تقریباً یکساں ہوں۔ یہ اصول ہر دو صورتوں میں یعنی یک جوہری آر بٹل یا غیر یکساں جوہری آر بٹلس کے برپوشی کے لیے کار آمد ہوتا ہے۔

2۔ آر بٹلس کے درمیان برپوشی ممکنہ حد تک کامل ہونی چاہیے، اس کے لیے ضروری ہے کہ جوہر ایک دوسرے سے انتہائی قریب ہوں۔

3۔ جوہری آر بٹل کی برپوشی سے دو قسم کے سالمی آر بٹلس بنتے ہیں۔ ایک بند شی سالمی آر بٹلس (Bonding Molecular Orbital's) اور دوسرا ضد بند شی یا مخالف بند شی آر بٹل(Anti Bonding Molecular Orbital's) اگر سالمی آر بٹلس کو بین مرکزائی محور پر گھمانے پر تشاکل میں فرق نہ واقع ہو تو اس کو ہم بند شی سالمی آر بٹل اور اگر تشاکل بدل جائے تو مخالف بند شی سالمی آر بٹل سے تعبیر کرتے ہیں۔

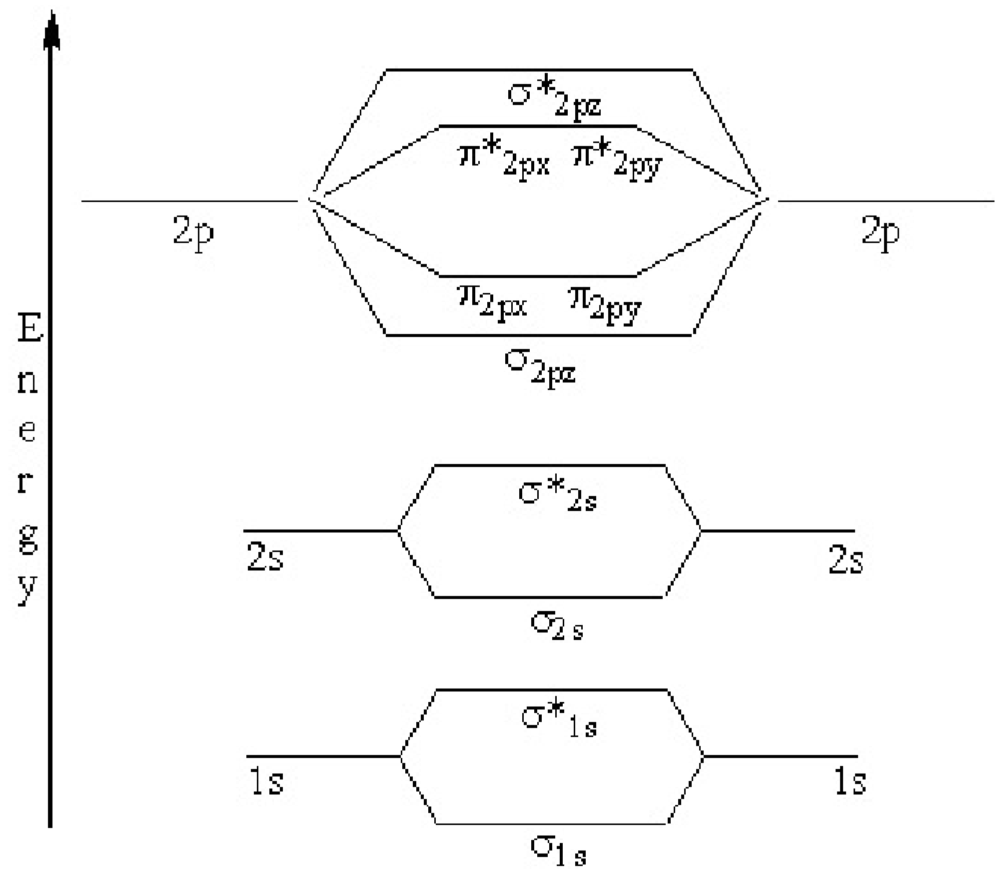
یہ بات ذہن نشین رکھنی چاہیے کہ سالمی آر بٹل کی توانائی معین ہوتی ہے اور جوہری آر بٹلس کی طرح n،l،m،sتمام صدری اعداد کے تابع ہوتے ہیں۔ البتہ m کو سالمی آر بٹلس میں اس کو(l) سے بدل دیا جاتا ہے جس کی قیمت $\lambda = -1......0.......+1$ ہوتی ہے اگر

$\lambda = 0$ تو σ بند

$\lambda = \pm 1$ تو π بند

$\lambda = \pm 2$ تو δ بند

M.O.E.Dمیں الکٹران پُر کرنے کے دوران وہ سب اصول اپنائے جاتے ہیں جو جوہری آر بٹل کے لیے استعمال کیے جاتے ہیں۔ سالمی آر بٹلس میں الکٹرون پر کرنے کے لیے ذیل کی ترتیب کو ملحوظ رکھا جاتا ہے۔



شکل-7.6 : سالمی آربیٹل کی توانائی کا خاکہ

$$\sigma 1s < \overset{*}{\sigma} 1s < \sigma 2s < \overset{*}{\sigma} 2s < \sigma 2px < (\pi 2py = \pi 2pz) < \left(\overset{*}{\pi} 2py = \overset{*}{\pi} 2pz\right) < \overset{*}{\sigma} 2px$$

2py اور 2pz ایسے جوہری آربٹلس ہیں جن کی توانائی یکساں ہوتی ہے چاہے وہ $\pi 2pz$ ، $\pi 2py$ ہوں یا پھر $\overset{*}{\pi} 2pz$ ، $\pi 2pz$ اور $\pi 2py$ کی توانائی مساوی ہوتی ہے اس لیے اوپر شکل- 7.6 میں بتائی گئی ترتیب N_2 اور اس کے بعد والے عناصر پر اس کا اطلاق ہوتا ہے لیکن B اور C کے لیے اس کی ترتیب الٹ جاتی ہے اور $\pi 2pz$ اور $\pi 2py$ کی توانائی $\sigma 2px$ سے بھی کم ہو جاتی ہے۔

$$\sigma 1s < \overset{*}{\sigma} 1s < \sigma 2s < \overset{*}{\sigma} 2s < \pi 2py = \pi 2px < \sigma 2px < 2\overset{*}{\pi} 2py = \overset{*}{\pi} 2pz < \overset{*}{\sigma} 2px$$

7.6 MOT کا دو سالمی سالمات پر اطلاق

بانڈ آرڈر: بانڈ آرڈر دراصل بند کی نوعیت سے مطابقت رکھتا ہے اس کی تخمین کے لیے ایک سادہ سا مساوات استعمال کی جاتی ہے۔ بند کا درجہ = بند شی سالمی مدارچوں میں الکٹران کی تعداد - چند بند شی سالمی مدارچوں میں الکٹران کی تعداد / 2

بانڈ آرڈر کامل عدد جیسے 3, 2, 1 ہو سکتے ہیں یا کسری جیسے 2.5 چند مثالیں پیش کی جاتی ہیں جس سے یہ نظریہ مکمل عیاں ہو جائے گا۔

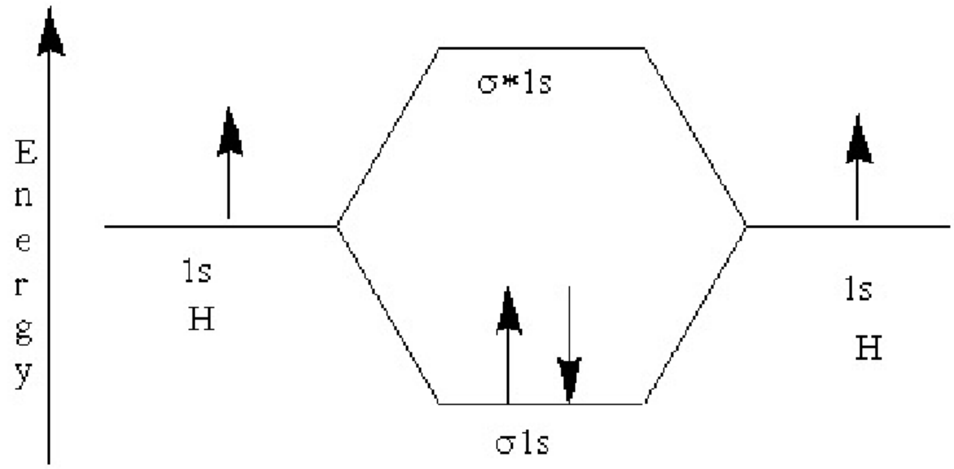
(i) H_2 سالمہ: H کے جوہری سالمہ کی تشکیل $1s^1$ ہے اس کے درمیان بر پوشی سے سالمہ H_2 واقع ہوتا ہے دونوں الکٹران $\sigma 1s$ میں موجود ہوں گے۔

$$H_2 \ \sigma 1s^2$$

ہائیڈروجن سالمہ کی بانڈ آرڈر اس طرح محسوب کر سکتے ہیں۔ Bond order = 2−0 / 2 = 1

(ii) H_2^+ سالمی رواں: اس وراں کی تکوین اس طرح سمجھی جا سکتی ہے کہ یہ جوہر ($1s^1$) اور H^+ رواں جس پر کوئی الکٹران موجود نہیں ہے اس لیے $\sigma 1s^1$ سالمی آربٹل کی تشکیل ہو گی۔

ہائیڈروجن سالمی رواں (H_2^+) کی بانڈ کی آرڈر اس طرح محسوب کر سکتے ہیں۔ Bond order = 1−0 / 2 = 1/2



شکل- 7.7 :s بند کی تکوین

H_2 کے بند شی سالمی آربٹل میں دو الکٹران موجود ہوتے ہیں جو ہر ایک ہائیڈروجن کے جوہری آربٹل سے حاصل ہوتے ہیں جبکہ ضد بند شی سالمی آربٹل میں کوئی الکٹران موجود نہیں ہوتا۔ اس لیے ایک طاقتور بند واقع ہوتا ہے۔ اس میں s بند واقع ہوتا ہے۔

(iii) He_2 سالمی: ہر He کے جوہری آربٹل میں دو الکٹران ($1s^2$) پائے جاتے ہیں۔ بند شی سالمی آربٹل اور مخالف بند شی سالمی آربٹل میں دو دو الکٹران پر ہوتے ہیں کیوں کہ جملہ الکٹران کی تعداد (4) ہوتی ہے اس لیے He_2 کی تشکیل اس طرح لکھی جاتی ہے۔

$$He2 \ \sigma 1s^2 \ \overset{*}{\sigma} 1s^2$$

چونکہ بند شی اور مخالف بند شی سالمی آرٹبل میں دو الکٹران پائے جاتے ہیں۔ ہیلیم سالمہ کی بانڈ آرڈر اس طرح سے محسوب کر سکتے ہیں۔

Bond order = 2−2/2 = 0

(iv) Be_2 سالمہ: Be کی الکٹرانی تشکیل $1s^2 2s^2$ ہے۔ Be_2 میں پائے جانے والے الکٹران کی تعداد جملہ 8 ہوتی ہے۔ اس لیے Be_2 سالمہ کی تشکیل اس طرح ہو گی۔

$$Be_2 \ \sigma 1s^2 \ \overset{*}{\sigma} 1s^2 \ \ \sigma 2s^2 \ \overset{*}{\sigma} 2s^2$$

اس طرح کی تشکیل کی وجہ سے اندرونی $\sigma 1s$ اور $\overset{*}{\sigma} 1s$ بند منسوخ ہو جائیں گے۔ یہی حال بیرونی $\sigma 2s$ اور $\overset{*}{\sigma} 2s$ کا ہو گا۔ ایک دوسرے کی وجہ سے یہ بند بھی منسوخ ہوں گے اور Be_2 اس حالت میں ممکن نہیں ہو سکتا۔ Be_2 سالمہ کی بانڈ آرڈر اس طرح سے محسوب کر سکتے ہیں۔

Bond order = 4−4 / 2 = 0

(v) B_2 سالمہ: بوران (B) میں جملہ (5) الکٹران ہیں۔ الکٹرانی تشکیل $1s^2 2s^2 2p^1$ ہے۔ B_2 کے جوہروں کے 10 الکٹران کی تقسیم ذیل میں درج ہے۔

$$B_2\ \sigma 1s^2\ \overset{*}{\sigma} 1s^2\ \sigma 2s^2\ \ \overset{*}{\sigma} 2s^2, \pi 2py^1 = \pi 2pz^1$$

جہاں الکٹران کے پر ہونے کی ترتیب بدل جائے گی π 2py اور π 2pz کی توانائی π 2px سے کم ہوگی جس کی وجہ سے π 2py اور π 2pz میں ہر دو میں ایک ایک الکٹران پر ہو گا۔ اندرونی الکٹرانی سالمی آربٹلس کے درمیان بند منسوخ ہو جائے گا صرف π 2py اور π 2pz کے درمیان برپوشی سے بند قایم ہو گا لہذا B_2 سالمہ ممکن ہے۔

(vi) C_2 سالمہ: C میں الکٹرانی تشکیل $1s^2 2s^2 2p^2$ ہے یعنی C_2 سالمہ الکٹران کی تقسیم اس طرح ہو گی۔

$$C_2\ \ \sigma 1s^2\ \ \overset{*}{\sigma} 1s^2\ \sigma 2s^2\ \ \overset{*}{\sigma} 2s^2, \pi 2py^2 = \pi 2pz^2$$

اس سالمہ میں ہر مندرجہ بالا بحث صادق آتی ہے۔ اس سالمہ میں $2\pi p$ آربٹلس میں جملہ چار الکٹران ہوں گے اور استحکامی توانائی Stabilization Energy اتنی کافی ہوتی ہے کہ دو کاربن جوہروں کے درمیان دو بند قائم ہو سکتے ہیں۔ دلچسپ بات یہ ہے کہ کاربن گریفائٹ اور ہیرا میں جو ایک کبیر سالمہ ہے جس میں کاربن اس سے بھی زیادہ قیام پذیر حالت میں واقع ہوتا ہے جہاں چار بند پائے جاتے ہیں۔

جس سے بندشی سالمی آربٹل اور مخالف بندشی آربٹل دونوں منسوخ ہو جاتے ہیں کیوں کہ بند کی استحکامی توانائی (Stabilization Energy) اور مخالف بند Destabilization توانائی مساوی ہوتی ہیں جس سے بند کا بننا ممکن ہے۔ اس سالمہ کے بند کا درجہ اس طرح سے محسوب کر سکتے ہیں۔

Bond order = 8−4 / 2 = 2

(vii) He_2^+ سالمی رواں: اس قیاسی رواں میں جملہ تین الکٹران ہوں گے تب اس رواں کی تشکیل اس طرح ہو گی کہ $\sigma 1s$ میں دو الکٹران اور $\overset{*}{\sigma} 1s$ میں ایک الکٹران پایا جائے گا۔

$$He_2^+ \sigma 1s^2\ \ \overset{*}{\sigma} 1s^1$$

اس سالمہ میں $\sigma 1s^2$ کی استحکامی توانائی $\overset{*}{\sigma} 1s^1$ کے مقابلہ میں دوگنی ہوتی ہے چونکہ استحکامی میں توانائی زیادہ ہے اس لیے He_2^+ رواں واقع ہو سکتا ہے اس کا مشاہدہ صرف طیفی طریقوں سے کیا جا سکتا ہے۔ اس سالمہ رواں کی بانڈ آرڈر اس طرح سے محسوب کر سکتے ہیں۔

$$\text{Bond order} = 2-1/2 = 1/2$$

Li_2 سالمہ: ہر ایک Li کے جوہر میں تین الکٹران $1s^2 2s^1$ موجود ہوتے ہیں۔ اس سالمہ کی تشکیل اس طرح ہو گی۔

$$Li_2\ \sigma 1s^2\ \overset{*}{\sigma}1s^2\ \sigma 2s^2$$

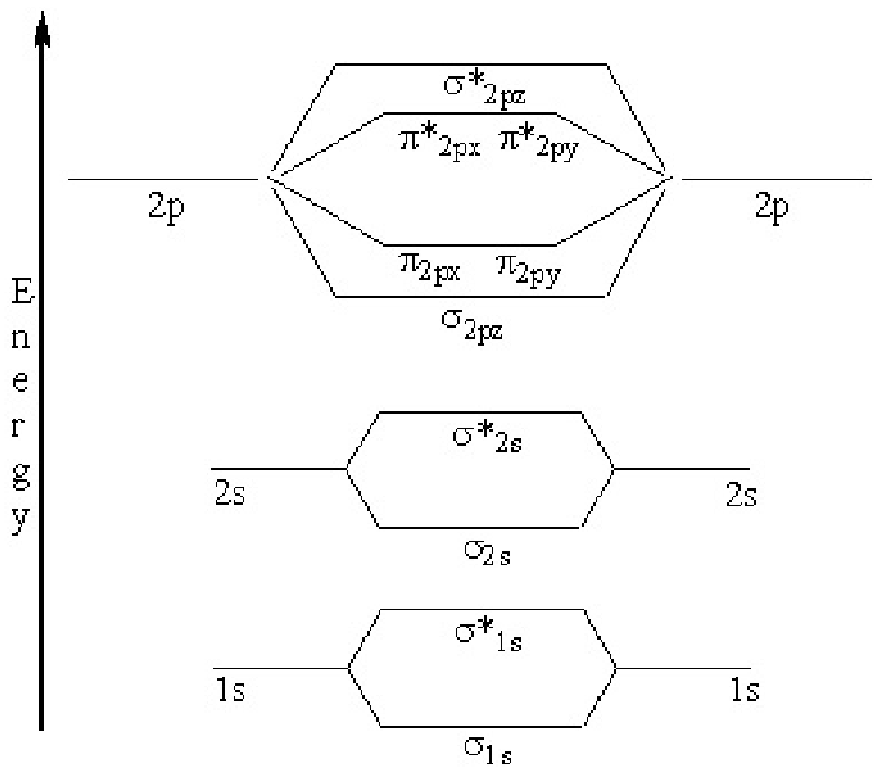
$\sigma 1s$ اور $\overset{*}{\sigma}1$ کے دونوں بند منسوخ ہو جاتے ہیں جبکہ $\sigma 2s$ بند مستحکم ہوتا ہے اس لیے Li_2 ممکن ہے۔ Li_2 سالمہ کی بانڈ آرڈر اس طرح سے محسوب کر سکتے ہیں۔

$$\text{Bond order} = 4-2/2 = 1$$

N_2 سالمہ: N_2 کی الکٹرانی تشکیل $1s^2 2s^2 2px^1 2py^1 2pz^1$ ہے۔ جملہ 3 الکٹران پائے جاتے ہیں۔ N_2 سالمہ میں جملہ 14 الکٹران ہوتے ہیں جن کی ترتیب اس طرح ہو گی۔

$$N_2\ \sigma 1s^2, \overset{*}{\sigma}1s^2, \sigma 2s^2, \overset{*}{\sigma}2s^2, \sigma 2px^2, \pi 2py^2 = \pi 2pz^2$$

حسب سابق اندورنی بند بند شی اور مخالف بند شی سالمہ آربٹل کی وجہ سے منسوخ ہو جائیں گے۔ $\sigma 2px^2$ $\pi 2py^2$ $\pi 2pz^2$ باقی بچ جاتے ہیں جن کی وجہ N_2 سالمہ میں ایک σ اور 2π واقع ہوتے ہیں یہ VBT کے مفروضہ کے عین مطابق ہیں کہ جس میں N_2 کے سالمے کے درمیان تہرا بند $N \equiv N$ بتایا گیا ہے۔



شکل- 7.8 : N_2 سالمہ کی تکوین

یہاں بات واضح کرنی چاہیے کہ B اور C میں $\sigma 2px$ کی توانائی کو $\pi 2py$ اور $\pi 2pz$ کے مقابلے میں زیادہ گردانا گیا ہے لیکن N اور اس کے بعد کے عناصر میں اصلی ترتیب ہی رائج رہے گی۔

O_2 کا سالمہ: آکسیجن کی الکٹرانی تشکیل $1s^2\, 2s^2\, 2px^2\, 2py^1\ \ 2pz^1$ جملہ 8 الکٹران ہوں گے جبکہ اس کے سالمے میں 16 الکٹران ہوں گے ان کی ترتیب ذیل میں درج کی گئی ہے۔

$$O_2\ \ \sigma 1s^2, \overset{*}{\sigma} 1s^2, \sigma 2s^2, \overset{*}{\sigma} 2s^2, \sigma 2px^2, \pi 2py^2 = \pi 2pz^2, \overset{*}{\pi} 2py^1 = \overset{*}{\pi} 2pz^1$$

گزشتہ مثالوں کی طرح یہاں بھی اندرونی بند شی اور ضد بند شی سالمی بند منسوخ ہو جائیں گے۔ $\sigma 2px^2$ باقی رہے گا اس کے علاوہ $\pi 2py^2$ مکمل پر ہے، جبکہ $\overset{*}{\pi} 2py^1$ میں صرف ایک الکٹران ہے۔ اس سے $\pi 2py^2$ کا اثر نصف ہو جائے گا۔ بالکل اسی طرح $\pi 2pz$ میں دو الکٹران ہیں جبکہ $\overset{*}{\pi} 2pz$ میں ایک الکٹران ہے جس کی وجہ اس کا اثر نصف رہ جائے گا۔ جملہ بند $2 = \sigma + \frac{1}{2}\pi + \frac{1}{2}$ ہو گا۔ اس طرح O_2 کے بند کا درجہ 2 ہو گا۔ اگر VBT نظریہ کے تحت لکھا جائے تو O کے سالمہ میں دہرا بند O=O واقع ہوتا ہے۔

اس نظریہ سے ایک اہم کامیابی حاصل ہوتی ہے۔ آکسیجن کا سالمہ (O_2) پُر حقیقتاً مقناطیسی Paramagnetic ہوتا ہے جس کی تشریح VBT یا کسی اور نظریہ سے نہ ہو سکی۔ لیکن یہ سالمہ آرٹبلس نظریہ میں ہے جس کی مدد سے آکسیجن کے سالمے کی مقناطیسیت کی تشریح کی جاس کی۔ چونکہ اس کے $\overset{*}{\pi} 2py$ اور $\overset{*}{\pi} 2pz$ میں یکساں گردشی ایک ایک الکٹران پائے جاتے ہیں جو اس سالمے کی مقناطیسیت کی تشریح کرتے ہیں۔ اس سالمہ کی بانڈ آرڈر اس طرح سے محسوب کر سکتے ہیں۔

$$\text{Bond order} = 10-6\ /\ 2 = 2$$

O_2^- کا سالمہ: O_2^- سوپر آکسائیڈ رواں (Super oxide ion) اور O_2^{-2} (پر آکسائیڈ رواں کی شکل میں) پایا جاتا ہے۔

O_2^- سوپر آکسائیڈ رواں مثلاً (KO_2 پوٹاشیم سوپر آکسائیڈ) جب O_2 سالمہ ایک الکٹران حاصل کرتا ہے تو سوپر آکسائیڈ رواں بنتا ہے۔ اس میں جملہ 17 الکٹران ہوتے ہیں جس کی ترتیب ذیل میں درج ہے۔

$$O_2^-\ \ \sigma 1s^2, \overset{*}{\sigma} 1s^2, \sigma 2s^2, \overset{*}{\sigma} 2s^2, \sigma 2px^2, \pi 2py^2 = \pi 2pz^2, \overset{*}{\pi} 2py^1 = \overset{*}{\pi} 2pz^1$$

تمام اندرونی آربٹل کے تمام بند منسوخ ہو جائیں گے جبکہ $\sigma 2px$ بند واقع ہو گا۔ $\pi 2pz$ اور $\overset{*}{\pi} 2py$ منسوخ ہو جائیں گے۔ جبکہ $\pi 2pz$ کا نصف بند منسوخ ہو گا۔ اس کا (1/2) Bond Order ہو گا (الکٹران کے اضافہ سے بانڈ آرڈر میں کمی واقع ہوتی ہے) یہ رواں مقناطیسی ہوتا ہے کیونکہ $\overset{*}{\pi} 2pz$ میں ایک الکٹران واقع ہوتا ہے۔ اس رواں کی بانڈ آرڈر اس طرح محسوب کر سکتے ہیں۔

$$\text{Bond order} = 10 - 7\ /\ 2 = 1.5$$

O_2^{-2} رواں: اس کو پر آکسائیڈ رواں Peroxide ion کہتے ہیں اس میں جملہ 18 الکٹران ہوتے ہیں جس کی تشکیل اس طرح ہو گی

$$O_2^{-2}\ \ \sigma 1s^2, \overset{*}{\sigma} 1s^2, \sigma 2s^2, \overset{*}{\sigma} 2s^2, \sigma 2px^2, \pi 2py^2 = \pi 2pz^2, \overset{*}{\pi} 2py^2 = \overset{*}{\pi} 2pz^2$$

پر آکسائیڈ رواں غیر مقناطیسی ہوتا ہے کیونکہ تمام الکٹران جوڑی دار ہوتے ہیں۔ اس رواں کی بانڈ آرڈر اس طرح محسوب کر سکتے ہیں۔

Bond order = (10 - 8) / 2 = 1

F_2 سالمہ: فلورین F کی الکٹرانی تشکیل $1s^2\,2s^2\,2px^2\,2py^2\,2pz^1$ ہوتا ہے۔ اس پر جملہ 9 الکٹران ہوتے ہیں۔ اس کے سالمے F_2 میں 18 حصہ الکٹران ہوتے ہیں۔ اس کی تشکیل حسب ذیل ہے۔

$$F_2\ \sigma 1s^2, \overset{*}{\sigma} 1s^2, \sigma 2s^2, \overset{*}{\sigma} 2s^2, \sigma 2px^2, \pi 2py^2 = \pi 2pz^2, \overset{*}{\pi} 2py^2 = \overset{*}{\pi} 2pz^2$$

اس سالمے میں بھی اندرونی بند بند شی اور مخالف بند شی سالمی آرٹبل کی وجہ سے منسوخ ہو جائیں گے۔ جبکہ $\pi 2py$ اور $\pi 2pz$ بھی $\overset{*}{\pi} 2pz^2$ ، $\overset{*}{\pi} 2pz^2$ کی وجہ سے منسوخ ہو جائیں گے۔ صرف $\sigma 2px$ بند باقی رہے گا۔ اس کا Bond Order(1) ہوگا۔ جو عین VBT سے موافقت رکھتا ہے جس میں فلورین سالمے میں اکہرا بند ظاہر کیا گیا ہے۔

Ne_2 سالمہ: Ne کی الکٹرانی تشکیل $1s^2\,2s^2\,2px^2\,2py^2\,2pz^2$ ہے۔ اس میں جملہ 10 الکٹران ہیں۔ اس کے مفروضہ سالمہ میں 20 الکٹران موجود ہوں گے۔ اس کی ممکنہ تشکیل اس طرح ہوگی۔

$$Ne_2\ \sigma 1s^2, \overset{*}{\sigma} 1s^2, \sigma 2s^2, \overset{*}{\sigma} 2s^2, \sigma 2px^2, \pi 2py^2 = \pi 2pz^2, \overset{*}{\pi} 2py^2 = \overset{*}{\pi} 2pz^2, \overset{*}{\pi} 2px^2$$

اس میں تمام اندونی اور بیرونی بند منسوخ ہو جائیں گے۔ حتی $\sigma 2px$ اس کے $\overset{*}{\sigma} 2px$ سے منسوخ ہو گا۔ اس لیے Ne_2 کی تکوین ناممکن ہے۔

اب تک یکساں جوہری سالمات کی سالمی آرٹبل نظریہ کے تحت سالمات کا مطالعہ کیا گیا۔ اب غیر یکساں دو جوہری سالمات کی تشکیل پر غور کریں گے۔

NO سالمہ: نائیٹروجن کی الکٹرانی تشکیل $1s^2\,2s^2\,2px^1\,2py^1\,2pz^1$ یعنی جملہ 7 الکٹران ہیں جب کہ آکسیجن میں جملہ 8 الکٹران ہیں جس کی تشکیل اس طرح $1s^2\,2s^2\,2px^2\,2py^1\,2pz^1$ ہے۔ NO سالمہ میں جملہ 15 الکٹران واقع ہوتے ہیں۔ O اور N گو کہ دو علاحدہ علاحدہ عناصر ہیں۔ ان کے درمیان بند واقع ہو سکتا ہے کیوں کہ دونوں جوہروں کی توانائی تقریباً یکساں ہوتی ہے۔ سالمی آرٹبل کی تشکیل اسی ترتیب میں ہوگی جو پہلے دیکھی گئی ہے۔

$$NO\ \sigma 1s^2, \overset{*}{\sigma} 1s^2, \sigma 2s^2, \overset{*}{\sigma} 2s^2, \sigma 2px^2, \pi 2py^2 = \pi 2pz^2, \overset{*}{\pi} 2py^1 = \overset{*}{\pi} 2pz^0$$

شکل (7.8) میں الکٹران کی ترتیب ظاہر کی گئی ہے حسب سابق اندرونی بند بند شی اور مخالف بند شی سالمی آربٹل کی وجہ سے منسوخ ہو جائیں گے۔ اس کے علاوہ $\pi 2py$ ، $\overset{*}{\pi} 2p$ دو ایک الکٹران پایا جاتا ہے یہ دونوں نصف منسوخ ہو جائیں گے۔ جبکہ $\pi 2pz$ میں دو الکٹران $\overset{*}{\pi} 2pz$ میں الکٹران نہیں ہے۔ اس لیے یہ بند باقی رہے گا۔ اس طرح NO کے سالمہ میں ایک سگما بند اور ایک پائی بند کی $\pi 2pz$ وجہ سے ہو گا۔ جبکہ $\pi 2py$ کا نصف منسوخ شدہ بند ہو گا۔ اس کے بانڈ آرڈر 2.5 ہو گا۔ مختصر یہ کہ ایک سگما بند اور ایک ایک الکٹرانی بند ہو گا جس کی وجہ سے یہ سالمہ مقناطیسی Paramagnetic ہو گا۔ اس سالمے میں N اور O کے جوہری آرٹبل کے درمیان بند O_2 اور N_2 کے درمیان بند کے مقابلہ میں کمزور ہوتا ہے۔ کیوں کہ N اور O کے سالمی آرٹبل کے درمیان توانائی میں فرق ہوتا ہے جس کی وجہ بر پوشی کامل اور موثر نہیں ہوتی۔

NO سالمہ بطور منفی رواں NO^- اور NO^+ رواں کی شکل میں بھی پایا جاتا ہے۔ ان رواں کی تشکیل پر بھی روشنی ڈالی جائے گی۔

NO^- رواں، جبکہ NO سالمہ ایک الکٹران حاصل کرتا ہے تو وہ NO^- رواں میں تبدیل ہو جاتا ہے جس کی سالمی ترتیب ہوگی۔

$$NO^- \ \sigma 1s^2, \overset{*}{\sigma} 1s^2, \sigma 2s^2, \overset{*}{\sigma} 2s^2, \sigma 2px^2, \pi 2py^2 = \pi 2pz^2, \overset{*}{\pi} 2py^1 = \overset{*}{\pi} 2pz^1$$

جملہ 16 الکٹران موجود ہیں۔ اس کا بانڈ آرڈر 2 ہو گا۔ NO^+ رواں جب NO ایک الکٹران جو $\overset{*}{\pi} 2py$ میں سے کھو دیتا ہے۔

تب NO^+ رواں بنتا ہے اس کی ترتیب

$$NO^+ \ \sigma 1s^2, \overset{*}{\sigma} 1s^2, \sigma 2s^2, \overset{*}{\sigma} 2s^2, \sigma 2px^2, \pi 2py^2 = \pi 2pz^2$$

جملہ 14 الکٹران ہوتے ہیں۔ اس کا بانڈ آرڈر تین (3) ہوتا ہے۔ جبکہ الکٹران خارج ہوتا ہے تو بانڈ آرڈر میں اضافہ ہوتا ہے۔

CO سالمی: C کے جوہر میں جملہ 6 الکٹران ہوتے ہیں $1s^2 2s^2 2px^1 2py^1$ اور O میں 8 الکٹران پائے جاتے ہیں جب C اور O میں تعامل ہوتا ہے تو CO پیدا ہوتی ہے CO کے سالمہ کی ترتیب اس طرح ہوتی ہے۔ CO میں جملہ (6+8) 14 الکٹران واقع ہوتے ہیں۔

$$CO \ \sigma 1s^2, \overset{*}{\sigma} 1s^2, \sigma 2s^2, \overset{*}{\sigma} 2s^2, \sigma 2px^2, \pi 2py^2 = \pi 2pz^2$$

جملہ 14 الکٹران کی ترتیب سالمی آرٹبلس کے درمیان بند منسوخ ہو جائیں گے جبکہ $\sigma 2px$ صرف بند اور دو π بند بچ جاتے ہیں۔ اس سالمہ کا Bond Order تین (3) ہوتا ہے۔

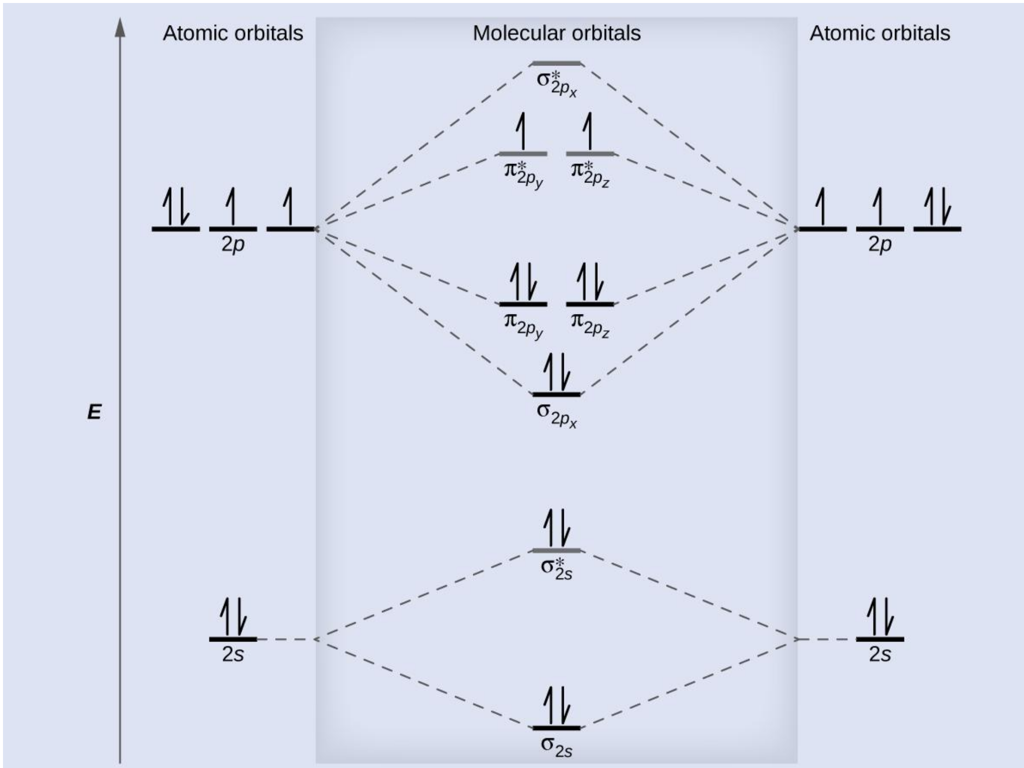
CO ایک تعدیلی سالمہ ہے یہ بطور CO^+ رواں بھی پایا جاتا ہے جب CO ایک الکٹران کھو دیتا ہے تو CO^+ رواں میں تبدیل ہو جاتا ہے CO^+ کی ترتیب اس طرح ہوگی۔

$$CO^+ \ \sigma 1s^2, \overset{*}{\sigma} 1s^2, \sigma 2s^2, \overset{*}{\sigma} 2s^2, \sigma 2px^2, \pi 2py^2 = \pi 2pz^1$$

اس رواں میں جملہ 13 الکٹران ہوتے ہیں۔ اس کا بانڈ آرڈر 3.5 ہو جاتا ہے الکٹران کے خارج ہو جانے سے بانڈ آرڈر گھٹ جاتا ہے لیکن CO^+ میں ایک اور تبدیلی واقع ہوتی ہے۔ C- O طول بند بھی تبدیل ہو جاتا ہے۔ CO میں یہ $1.128A^0$ ہوتا ہے جبکہ CO^+ میں $1.115A^0$ ہے۔ یہ تبدیلی اس لیے واقع ہوتی ہے کہ یہ سالمہ غیر متجانس جوہروں کے درمیان جن کی توانائی میں فرق ہوتا ہے جس سے طول بند میں کمی واقع ہوتی ہے۔

7.7 مقناطیسی خاصیت (Magnetic Nature)

کسی بھی سالمہ کی مقناطیسی خاصیت جیسے کہ Paramagnetic or Diamagnetic کا اس سالمہ میں موجود سالمی مدارچوں موجود Unpaired Electrons پر ہے۔ ایسے سالمے جن میں کہ Unpaired Electrons ہوتے ہیں وہ Paramagnetic ہوتے ہیں۔ اور یہ مقناطیسی فیلڈ کو راغب کرتے ہیں۔ جبکہ ایسے سالمہ جنمیں تمام الکٹرانس Paired ہوتے ہیں اور وہ Diamagnetic ہوتے ہیں یہ مقناطیسی فیلڈ کو Repelled کرتے ہیں



شکل-7.9: سالمی آر بٹلس کی مقناطیسی خصوصیات

7.8 بانڈ آڈر' بانڈ کی لانبائی' بند کی تحلیلی توانائی اور قیام پزیری کے درمیان رشتہ

MOT میں بانڈ آرڈر' بند کی لانبائی' بند کی تحلیلی توانائی اور قیام پزیری کا باہمی تعلق ہوتا ہے اور خصوصیات ایک دوسرے سے تعلق رکھتے ہیں۔ مثلا- کسی بھی سالمہ کا اعلیٰ بانڈ آرڈر اس سالمہ کی مزبوتی اور چھوٹے بند کو ظاہر کرتا ہے جسکی وجہہ سے قیام پزیری اور بند کی تحلیلی توانائی زیادہ ہوتی ہے۔ سالمہ کی ان خسوصیات کا ایک دوسرے سے رشتہ حسب ذیل ہوتا ہے۔

1۔ بانڈ آرڈر اور بند کی لانبائی ایک دوسرے کے بلراست متناسب (Inversly Proportional)ہوتی ہیں۔

2۔ بانڈ آرڈر اور بند کی تحلیلی توانائی ایک دوسرے کے راست متناسب(Directly Proportional)ہوتی ہیں۔

3۔ بانڈ آرڈر اور قیام پزیری ایک دوسرے کے راست متناسب ہوتی ہیں۔

7.10 اکتسابی نتائج

اس اکائی کو پڑھنے کے بعد طلباء اس قابل ہو گئے کے وہ سالمی مدارچہ کے نظریہ کے بارے میں تفصیلی معلومات حاصل کی۔ اسکے علاوہ طلباء نے جوہری اور سالمی مدارچہ 'سالمی مدارچہ کی قسموں' بند شی سالمی مدارچہ اور مخالف بندچی مدارچہ میں فرق کے بارے میں بھی جانکاری حاصل کی۔ مزید طلباء نے LCAO کے طریقہ 'MOT' کا دوسالمی سالمات پر اطلاق 'بانڈ آرڈر اور مقناطیسی خاصیت (Magnetic

Nature) کے بارے میں بھی معلومات حاصل کی۔ آخر میں طلباء نے بانڈ آڈر' بانڈ کی لانبائی' Bond Dissociation Energy اور قیام پزیری کے درمیان رشتہ کے مطالق بھی جانا۔

7.11 کلیدی الفاظ

1. **جوہری آربٹل** : یہ مخصوص جوہروں سے متعلق ہوتے ہیں۔ ان کے نام s،p،d اور f ہیں۔
2. **سالمی آربٹل** : ان کا تعلق سالمات سے ہوتا ہے اور ان کو π, σ, σ^* اور π^* سے تعبیر کیا جاتا ہے۔ یہ جوہری آربٹل کی بر پوشی سے وجود میں آتے ہیں۔
3. **سگما(σ) بند** : یہ وہ بند ہے جس میں بر پوشی میں حصہ لینے والے Lobes بین مرکزی محور کے متوازی ہوتے ہیں۔
4. **پائی(π) بند** : یہ وہ بند ہے جو ہری آربٹل کے جانبی بر پوشی کی وجہ سے وجود میں آتا ہے جو بین مرکزائی محور کے عموداً واقع ہوتے ہیں۔
5. **بند کا درجہ** : یہ بند کی نوعیت سے مطابقت رکھتا ہے اس کی تخمین کے لیے ایک سادہ سی مساوات استعمال کی جاتی ہے۔ جو اس طرح سے ہے۔ بانڈ آرڈر= 2 /(بند شی سالمی آربٹل کے جملہ الکٹران - مخالف بند شی سالمی آربٹل کے جملہ الکٹران)
6. **مقناطیسی نوعیت** : یہ کسی بھی سالمہ یارواں میں موجود تنہا الکٹران کی وجہ سے ہوتی ہے۔ اس نوعیت کی وجہ سے سالمہ یارواں مقنا طیسی کی طرف کشش کرتے ہیں۔

7.12 نمونہ امتحانی سوالات

معروضی جوابات کے حامل سوالات

1 ہنڈ اور ملوکن نے کس نظریہ کو پیش کیا؟

(a) VBT نظریہ (b) MOT نظریہ (c) اختلاط (d) گمک

2۔ مندرجہ ذیل میں سے کس سالمہ کی بانڈ آڈر صفر ہے؟

(a) Ne_2 (b) He_2 (c) Ar_2 (d) ان میں سے سبھی

3۔ مندرجہ ذیل میں سے کس سالمہ کی بانڈ آڈر ایک ہے؟

(a) O_2 (b) Cl_2 (c) O_2^+ (d) ان میں سے سبھی

4۔ N_2 سالمہ کی بانڈ آرڈر ذیل میں درج ہے؟

(a) 0 (b) 2 (c) 2.5 (d) 3

5۔ مندرجہ ذیل میں سے کون سا بیان سگما بند کے لیے صحیح نہیں ہے؟

(a) یہ Head on بر پوشی سے بنتا ہے (b) یہ Sidewise جانبی بر پوشی سے بنتا ہے

(c) بر پوشی میں الکٹرانی کثافت بین مرکزائی محور کے متوازی ہوتی ہے

(d) بین مرکزائی محور پر سالمی آربٹل کا تشاکل یکساں ہوتا ہے

6۔ مندرجہ ذیل میں سے کس سالمہ کی بانڈ آرڈر 2.5 ہے؟

(a) CO (b) O_2^- (c) CO^+ (d) N_2

7۔ NO کا بانڈ آرڈر ہے۔

(a) 2 (b) 1 (c) 3 (d) 2.5

8۔ مندرجہ ذیل میں سے O_2 سالمہ کے لیے الکٹران تشکیل ممکن ہے۔

(a) $\sigma 1s^2, \overset{*}{\sigma} 1s^2, \sigma 2s^2, \overset{*}{\sigma} 2s^2, \sigma 2px^2, \pi 2py^2 = \pi 2pz^2, \overset{*}{\pi} 2py^2 = \overset{*}{\pi} 2pz^2$

(b) $\sigma 1s^2, \overset{*}{\sigma} 1s^2, \sigma 2s^2, \overset{*}{\sigma} 2s^2, \sigma 2px^2, \pi 2py^2 = \pi 2pz^2$

(c) $\sigma 1s^2, \overset{*}{\sigma} 1s^2, \sigma 2s^2, \overset{*}{\sigma} 2s^2, \sigma 2px^2, \pi 2py^2 = \pi 2pz^2, \overset{*}{\pi} 2py^1 = \overset{*}{\pi} 2pz^1$

(d) $\sigma 1s^2, \overset{*}{\sigma} 1s^2, \sigma 2s^2, \overset{*}{\sigma} 2s^2, \sigma 2px^2, \pi 2py^2 = \pi 2pz^2, \overset{*}{\pi} 2py^2 = \overset{*}{\pi} 2pz^2, \sigma 2pz^2$

9۔ مندرجہ ذیل میں سے N_2 کے لیے الکٹران تشکیل ممکن ہے۔

(a) $\sigma 1s^2, \overset{*}{\sigma} 1s^2, \sigma 2s^2, \overset{*}{\sigma} 2s^2, \sigma 2px^2, \pi 2py^2 = \pi 2pz^2, \overset{*}{\pi} 2py^2 = \overset{*}{\pi} 2pz^2$

(b) $\sigma 1s^2, \overset{*}{\sigma} 1s^2, \sigma 2s^2, \overset{*}{\sigma} 2s^2, \sigma 2px^2, \pi 2py^2 = \pi 2pz^2$

(c) $\sigma 1s^2, \overset{*}{\sigma} 1s^2, \sigma 2s^2, \overset{*}{\sigma} 2s^2, \sigma 2xy^2, \pi 2py^2 = \pi 2pz^2, \overset{*}{\pi} 2py^2 = \overset{*}{\pi} 2pz^1$

(d) $\sigma 1s^2, \overset{*}{\sigma} 1s^2, \sigma 2s^2, \overset{*}{\sigma} 2s^2, \sigma 2py^2 = \pi 2px^2, \sigma 2pz^2, \overset{*}{\pi} 2py^2 = \overset{*}{\pi} 2pz^2, \overset{*}{\sigma} 2pz^2$

10۔ مندرجہ ذیل میں سے O_2^{-2} کے لیے الکٹران تشکیل ممکن ہے۔

(a) $\sigma 1s^2, \overset{*}{\sigma} 1s^2, \sigma 2s^2, \overset{*}{\sigma} 2s^2, \sigma 2px^2, \pi 2py^2 = \pi 2pz^2, \overset{*}{\pi} 2py^2 = \overset{*}{\pi} 2pz^2$

(b) $\sigma 1s^2, \overset{*}{\sigma} 1s^2, \sigma 2s^2, \overset{*}{\sigma} 2s^2, \sigma 2px^2, \pi 2py^2 = \pi 2pz^2$

(c) $\sigma 1s^2, \overset{*}{\sigma} 1s^2, \sigma 2s^2, \overset{*}{\sigma} 2s^2, \sigma 2px^2, \pi 2py^2 = \pi 2pz^2, \overset{*}{\pi} 2py^2 = \overset{*}{\pi} 2pz^1$

(d) $\sigma 1s^2, \overset{*}{\sigma} 1s^2, \sigma 2s^2, \overset{*}{\sigma} 2s^2, \sigma 2py^2 = \pi 2px^2 = \sigma 2pz^2, \overset{*}{\pi} 2py^2 = \overset{*}{\pi} 2pz^2, \overset{*}{\sigma} 2pz^2$

مختصر جوابات کے حامل سوالات

1۔ بانڈ آرڈر کی تعریف کیجیے۔ N_2اور O_2, کے بانڈ آرڈر محسوب کیجیے۔

2۔ Bonding and Antibonding Orbital کے درمیان فرق سمجھایئے۔

3۔ VBT اور MOT میں فرق سمجھایئے۔

4۔ NO سالمہ کا MOED پیش کیجیے۔

5۔ VBT اور MOT میں تقابل کیجیے۔

طویل جوابات کے حامل سوالات

1۔ بند شی سالمی آر۔بٹلس اور مخالف بند شی سالمی آر۔بٹلس کے بارے میں اور اس کی توانائی کے بارے میں شکل کے ذریعے سمجھایئے۔

2۔ Ne_2,He_2 سالمات ممکن ہیں یا نہیں شکل کے ذریعے سمجھایئے۔

3۔ O_2, O_2^+ رواں اور O_2^- رواں کے MOED پیش کیجیے۔ ان کے بانڈ آرڈر محسوب کیجیے۔

اکائی-8: بین سالمی قوتیں

(Unit-8: Intermolecular Forces)

اکائی کے اجزا

8.0 تمہید

8.1 مقاصد

8.2 لنڈن انتشاری قوتیں

8.3 دو قطبی۔دو قطبی قوتیں

8.4 رواں۔دو قطبی قوتیں (Ion-Dipole Forces)

8.5 ونڈاروالز قوتیں (Vander Waal's Forces)

8.6 ہائیڈروجنی بند اور اس کا اطلاقات

8.7 نقطۂ اماعت،نقطۂ جوش اور نیز حل پذیری پر اثرات

8.8 اکتسابی نتائج

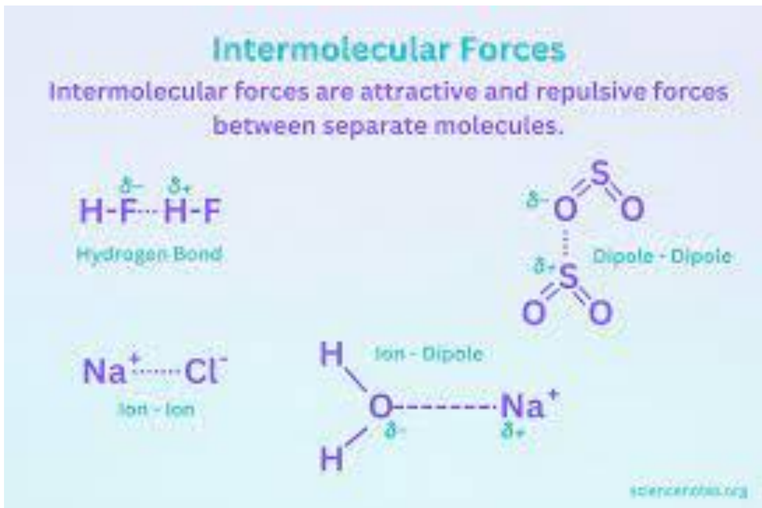
8.9 کلیدی االفاظ

8.10 نمونہ امتحانی سوالات

8.0 تمہید

علم کیمیائی میں طبعی طور پر عناصر پر کچھ قوتیں عمل کرتی ہیں جن سے ان کی قیام پذیری طبعی اور کیمیائی خواص کا مشاہدہ کیا جاسکتا ہے ۔ہم نے کیمیائی بند میں پڑھا تھا کہ کیمیائی بند چاہے وہ کسی بھی نوعیت کا ہو دراصل ان ہی قوتوں کے زیر اثر ہوتے ہیں۔روانی بند میں جہاں منفی اور مثبت رواں کے درمیان بند واقع ہوتا ہے دراصل وہ برقی سکونی قوتوں کے ذیر اثر ہوتا ہے۔ مثبت رواں منفی رواں کے درمیان جو قوت کشش عمل کرتی ہے وہ ہی برقی سکونی قوت ہوتی ہے جس کو Electrostatic Force کہتے ہیں۔شریک گرفتی بند میں الکٹران کی شراکت ہوتی ہے جو ایک حد تک واقع ہوتی ہے کہ جس کے بعد ان کے اندر دفع کی قوت عمل کرنے لگتی ہے کیوں کہ مثبت برقی بار والے مرکزے کے درمیان قوت دفع Repulsive Forces عمل کرتی ہیں گویا قوت کشش ہو یا قوت وقع ہو وہ سب برقی سکونی قوتیں ہی ہیں۔ایسی قوتیں مرکبات اور عناصر کی طبعی اور کیمیائی خواص پر اثر انداز ہوتی ہیں اگر بین جوہری یا بین سالماتی قوتیں طاقتور ہوں تو طبعی طور پر وہ ٹھوس یا قلم کی شکل اختیار کرتی ہیں۔اگر یہ قوتیں کمزور ہوں تو مائع اور بہت زیادہ کمزور ہوں یہاں تک کہ ان کے درمیان ناقابل عمل ہوں تو گیس

کی شکل اختیار کر لیتی ہیں ان قوتوں میں سے، آج ہم اس اکائی میں لنڈن ڈسپرسن فورسیس، ڈائی پول۔ڈائی پول انٹر یکشن اور ہائیڈروجنی بند کے بارے میں کا احاطہ کریں گے ان میں سے ایک وانڈر وال فورسیس (Vander Waal Forces) اور دوسری ہائیڈروجنی بند(Hydrogen Bond) کہلاتی ہیں۔ ہم ان کی ماہیت اور ان کے اثرات پر تفصیل سے بحث کریں گے۔ بین سالمی قوتیں (Intermolecular Forces)ایسی قوتیں ہیں جوہ Atractive یا Repulsive ہوتی ہیں اور یہ سالموں کے درمیان پائی جاتی ہے۔ یہ قوتیں مرکبات کی طبعی خصوصیات جیسے کہ نقطہ اماعت، نقطہ جوش، بخاری دباو، اور لزوجیت (Viscosity) کے تعین کے لئے اہم ہوتی ہے۔



شکل-8.1 : بین سالمی قوتیں

بین سالمی قوتیں حسب ذیل قسم کی ہوتی ہے۔

1) لنڈن انتشاری قوتیں (London Dispersion Forces)

2) دو قطبی۔دو قطبی قوتیں (Dipole–Dipole Forces)

3) ہائیڈروجنی بند (Hydrogen Bond)

4) رواں۔دو قطبی قوتیں (Ion–Dipole Forces)

یہ بین سالمی قوتیں کسی بھی دئے ہوئے تپش اور دباؤ پر مرکب کی طبعی حالت جیسے کہ ٹھوس، مائع اور گیس کے لئے ذمہ دار ہوتی ہے۔

1) لنڈن انتشاری قوتیں

یہ قوتیں تمام سالمات میں موجود ہوتی ہیں یہ بہت ہی کمزور قوتیں ہیں جو کہ سالموں میں الکٹرون کی عارضی Fluctuation کی وجہ سے ہوتی ہے اور اس کے سالموں میں وقتی طور پر ڈای پول بنتا ہے۔

2) دو قطبی۔دو قطبی قوتیں

یہ قوتیں ایسے سالموں میں وقوع پذیر ہوتی ہیں جو کہ قطبی(Polar) ہوتے ہیں اور ان میں مستقلDipole Momentہوتا ہے۔

3) ہائیڈروجنی بند

یہ ایک خاص قسم کی ڈائی پول۔ڈائی پول اینٹریکشن کی مثال ہے جس میں کہ ہائیڈروجن جوہر ایک بہت زیادہ منفی جوہر جیسے کہ O, FیاNسے جڑاہوتا ہے۔

4) رواں۔دو قطبی قوتیں

یہ قوتیں ایک این(Ion) اورایک قطبی سالمہ(Polar molecule) کے درمیان وقوع پذیر ہوتی ہے۔

حسب ذیل میں لنڈن ڈسپرسن فورسیس،ڈائی پول۔ڈائی پول انٹریکشن اور ہائیڈروجنی بند کے بارے میں تفصیل میں پڑھینگے۔

8.1 مقاصد

ہم اس اکائی میں مطالعہ کریں گے کہ

☆ برقی سکونی قوتیں کس کو کہتے ہیں۔

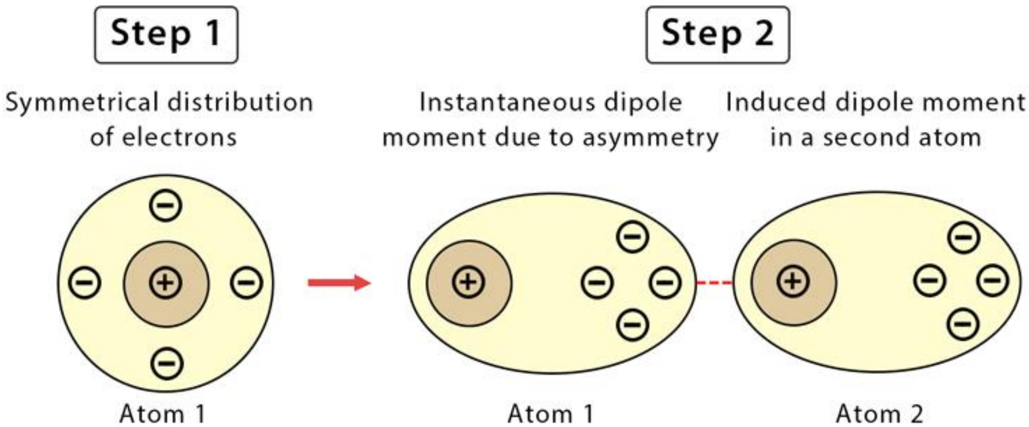
☆ وانڈروال قوتیں کیاہیں۔

☆ ہائیڈروجنی بند سے سے کیامراد ہے۔

☆ ہائیڈروجنی بند کانقطۂ جوش،نقطۂ ایماعت اور نیز حل پذیری پر کیااثرات ہوتے ہیں۔

8.2 لنڈن انتشاری قوتیں

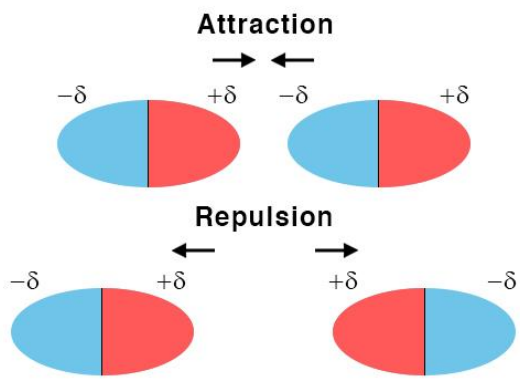
لنڈن ڈسپرسن فورسیس کو وانڈروال فورسیس بھی کہتے ہیں جو کہ سب سے کمزور قسم کی بین سالمی قوت(Intermolecular Forces) ہوتی ہے۔



شکل-8.2 :لنڈن انتشاری قوتیں

8.3 دو قطبی۔دو قطبی قوتیں

ڈائی پول۔ڈائی پول انٹر یکشن ایسی کشش والی طاقت ہے جو کہ قطبی سالمات کے درمیان ہوتی ہے اور یہ مستقل Dipoles کی وجہ سے ہوتی ہے۔یہ قوتیں اُس وقت پیدا ہوتی ہے جبکہ ایک قطبی سالمہ کا منفی حصہ دوسرے قطبی سالمہ کے مثبت حصہ کی جانب سے Attract ہوتا ہے۔یہ قوت وانڈروالس فورسیس کے مقابلہ زیادہ طاقتور ہوتی ہیں لیکن ہائیڈروجنی بند سے کمزور ہوتے ہیں۔



شکل-8.3: دو قطبی۔دو قطبی

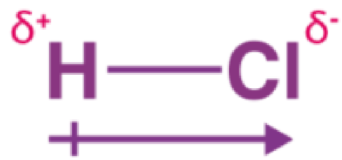
دو قطبی۔دو قطبی قوتیں کا سالموں کی خصوصیات پر اثر

عام طور پر ایسے سالمات جن میں طاقتور ڈائی پول۔ڈائی پول انٹر یکشن موجود ہوتا ہے،زیادہ نقطہ جوش رکھتے ہیں کیونکہ ان سالمات میں جوہروں کے درمیان موجود کشش کو توڑنے کے لئے زیادہ توانائی درکار ہوتی ہے۔

مختلف قسم کی قوتیں

دو قطبی۔دو قطبی قوتیں ،لنڈن انتشاری قوتوں کے مقابلہ طاقتور ہوتے ہیں،کیونکہ اس میں مستقل دو قطبی معیار اثر (Permanent Dipole Moment) ہوتا ہے،جبکہ یہ ہاڈروجنی بند اور روانی بند کے بہ نسبت کمزور ہوتے ہیں۔مثال کے طور پر۔

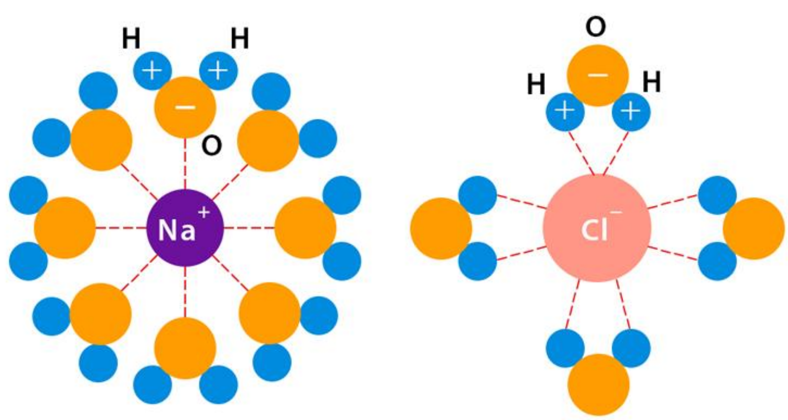
ہائیڈروجن کلورائیڈ (HCl)سالمہ دو قطبی۔دو قطبی قوتیں کو ظاہر کرتا ہے۔کیونکہ ہائیڈروجن، کلورین سے زیادہ منفی ہوتا ہے، اس لئے Cl پر جزوی منفی بار اور H پر جزوی منفی بار پیدا ہوتا ہے اس طرح HCl میں ان دونوں مخالف بار رکھنے والے جوہروں کی وجہ سے HCl سالمہ دو قطبی۔دو قطبی قوتیں ظاہر ہوتا ہے۔جیسا کی نیچے شکل 8.4 میں دیکھا جا سکتا ہے۔



شکل- 8.4 : HCl سالمہ میں دو قطبی۔دو قطبی قوتیں

8.4 رواں۔دو قطبی قوتیں

رواں۔دو قطبی قوتیں ایسا کشش قوت (Attractive Force) ہے جو کہ آئن اور قطبی سالمات کے درمیان موجود ہوتی ہے۔یہ کشش محلول میں کافی اہم ہوتی ہے,جب کوئی روانی مرکب، قطبی محلل میں حل ہو کر محلول بناتے ہیں، تو ان Interaction کی قوت، رواں پر بار کے بڑھنے کے ساتھ اور سالمہ کے دو قطبی معیار کی شدت (Magnitude) بڑھنے کے ساتھ بڑھتی ہے۔جیسا کہ نیچے شکل - 8.5 میں دیکھا جا سکتا ہے۔



شکل- 8.5 : رواں۔دو قطبی قوتیں

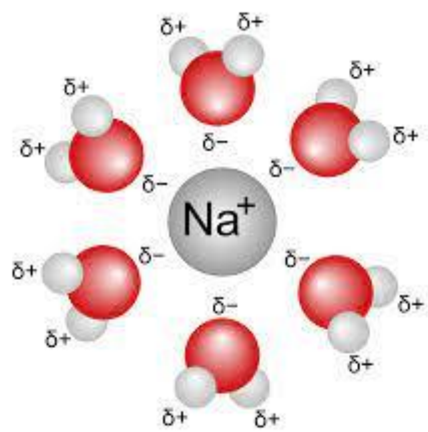
رواں۔دو قطبی قوتیں کی اہمیت

(1) حیاتیاتی کسیر سالمات

آین ڈائی پول انٹریکشن، حیاتیاتی نظام ,میں بہت ہی اہم کردار ادا کرتے ہیں مثلاً پروٹین جو کہ آئن اور امینو ایسڈ کے Residues کے درمیان رہتے ہیں۔

(2) سالویشن (Solvation)

رواں۔ دو قطبی قوتیں Solvation, کے عمل میں اہم کردار ادا کرتے ہیں، جہاں پر آئن کے اطراف محلل سالمات گھرے ہوتے ہیں۔ (شکل- 8.6)

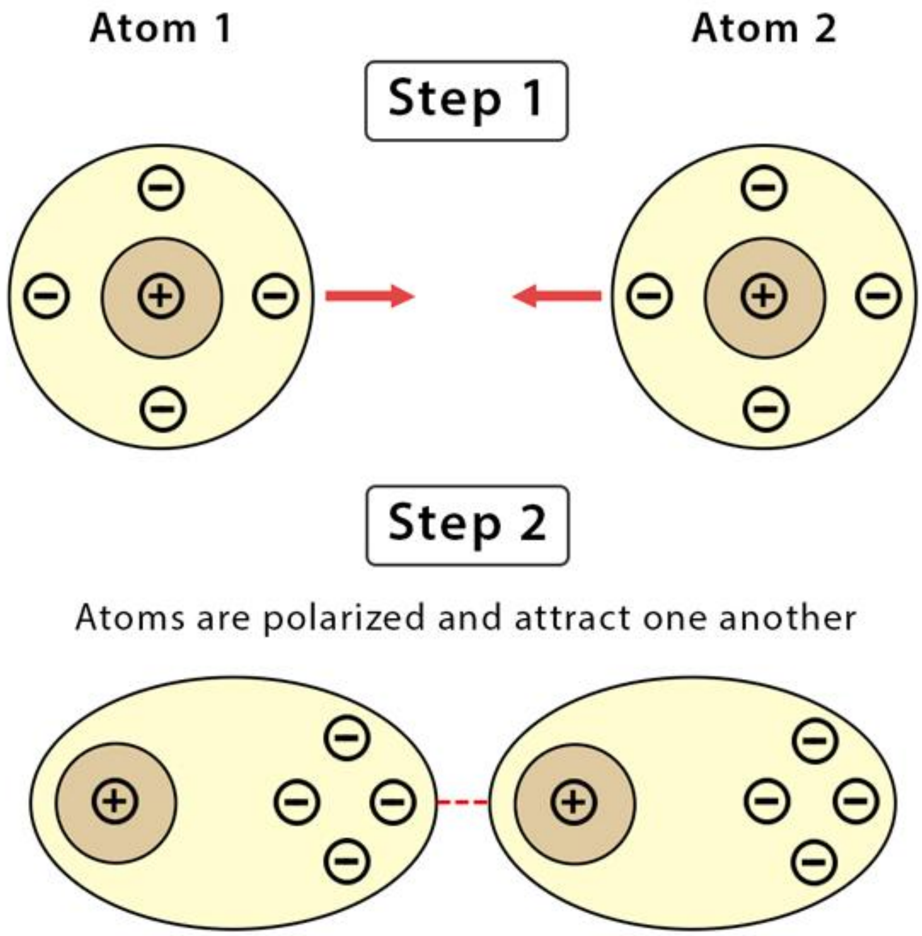


شکل-8.6: سالویشن

8.5 وانڈروال قوتیں (Vander Waal Forces)

روانی مرکبات میں رواں۔ رواں قوت کشش عمل کرتی ہے۔ یہ قوت برقی سکونی قوت (Electrostatic Forces) کہلاتی ہیں۔ یہ طاقتور ہوتی ہیں کیوں کہ یہ در مخالف برقی بار والے اجسام یعنی رواں کے درمیان پائی جاتی ہیں۔ جیسے کہ ہم روانی بند کے متعلق معلومات رکھتے ہیں اسی طرح جس سالمات میں قطبیت (Polarity) پائی جاتی ہے(جبکہ وہ شریک گرفتی بند ہے منسلک ہوتے ہیں)تو وہ دو قطبی۔ دو قطبی قوتیں کہلاتی ہیں۔ سالمات جن میں شریک گرفتی بند پایا جاتا ہے اور جن پر کوئی برقی بار نہیں ہوتا ان کے درمیان بھی ایک قوت کشش پائی جاتی ہے جس کو وانڈروال قوت کہا جاتا ہے۔

اس کی بہترین مثال صفر گروپ کے عناصر جن کو غیر عامل گیسس بھی کہتے ہیں ' ان پر کوئی برقی بار موجود نہیں ہوتا لیکن یہ سالمات جو مدور ' لچکیلے چھوٹے سالمات ہوتے ہیں، ان میں قوت کشش ان ہی قوتوں کی وجہ سے ہوتی ہے۔ یہ وانڈروال قوت، روانی قوت یا شریک گرفتی بند کی قوت کے مقابلے میں بہت کمزور ہوتی ہیں اس کا اندازہ اس بات سے لگایا جا سکتا ہے کہ روانی مرکبات قلمی مرکبات ہوتے ہیں ان کے نقطۂ جوش اور نقطۂ اماعت زیادہ ہوتے ہیں کیوں کہ ان کے رواں کے درمیان قوت کشش بہت طاقتور ہوتی ہے (جس کو برقی سکونی خطوط قوت کہتے ہیں) لیکن شریک گرفتی سالمات میں جہاں متصل سالمات وانڈروال قوت کشش کے سبب منسلک رہتے ہیں ان کے نقطۂ جوش بہت کم ہوتے ہیں۔ یہ قوتیں عموماً گیسوں میں ظاہر ہوتی ہیں۔ یہ شریک گرفتی بند سے کس طرح کمزور ہوئے ہیں اس مثال سے واضح ہوگا کلورین گیس کی حرارت تصعید (Heat of Sublimation) صرف $5kcal\ Mole^{-1}$ ہوتی ہے۔ (حرارت تصعید میں سالمات کا انتشار یا تقسیم واقع نہیں ہوتی) جبکہ Cl_2 سالمہ کی حرارت انتشار $57\ kcal\ Mole^{-1}$ ہے (حرارت انتشار شریک گرفتی بند پر منحصر ہوتی ہو) یہ قوتیں سب سے پہلے 1813ء میں ونڈروال نامی سائنسدان نے دریافت کیا۔

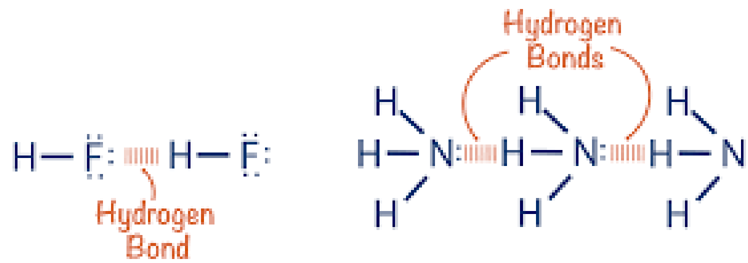


شکل-8.7 : وانڈر وال قوتیں

8.6 ہائیڈروجنی بند

شریک گرفتی بند دو یکساں جوہروں میں یا متضاد نوعیت کے جوہروں میں واقع ہوتا ہے۔ جب بند یکساں یا مماثل جوہروں میں واقع ہوتو ایسا شریک گرفتی بند غیر قطبی ہوتا ہے کیوں کہ دونوں جوہروں کی برقی منفیت یکساں ہوتی ہے۔ جیسے ' Cl−Cl ' O=O ' $N \equiv N$ H−H وغیرہ۔ لیکن اگر بند دو غیر یکساں جوہروں میں واقع ہو تو دونوں جوہروں کی برقی منفیت کے فرق کی وجہ سے ان سے جزوی برقی بار واقع ہوتا ہے مثلاً H_2O میں ایک آکسیجن دو ہائیڈروجن کے جوہروں سے منسلک ہے جن کی برقی منفیت الگ الگ ہے۔ جن کی وجہ سے O پر جزوی منفی برقی بار واقع ہوتا ہے کیوں کہ اس کی برقی منفیت زیادہ ہے اور H پر جزوی مثبت برقی بار واقع ہوتا ہے کیوں کہ اس کی برقی منفیت کم ہے۔ اس کو بند شی قطبیت (Bond Polarity) کہا جاتا ہے اور ایسے سالمات کو قطبی سالمات کہا جاتا ہے ایسی صورت میں H کی یہ خاصیت ہے کہ وہ بہ ایک وقت دو جزوی منفی بار والے جوہروں سے بند بنا سکتا ہے۔ ایسے بند کو ہائیڈروجنی بند کہتے ہیں اس سے یہ بات واضح

ہوتی ہے کہ ہائیڈروجن بہ ایک وقت دو جوہروں سے بند بنا سکتا ہے۔ مثال کے طور پر پانی کا سالمہ جس میں ہائیڈروجن کا جوہر جو آکسیجن کے جوہر سے شریک گرفتی بند کے ذریعے منسلک ہے وہ قطبیعت کی وجہ سے دوسرے سالمے کے آکسیجن سے بند بناتا ہے۔
کسی سالمے میں زیادہ برقی منفی جوہر جیسے F یا اس سے کمتر برقی منفی جوہر N کے ساتھ بھی ہائیڈروجن ہائیڈروجن بند بناتا ہے۔ مثال کے طور پر NH_3 اور HF۔ (شکل - 8.8)



شکل - 8.8 : ہائیڈروجنی بند

ہائیڈروجنی بند ایک کمزور برقی سکونی بند ہے۔ اس کی طاقت شریک گرفتی بند کا دسویں حصہ کے برابر ہے۔ جن مرکبات میں یہ بند واقع ہوتا ہے ان مرکبات کو متحدہ مرکب (Associated Compound) کہتے ہیں۔ جیسے H_2O ' ROH' NH_3

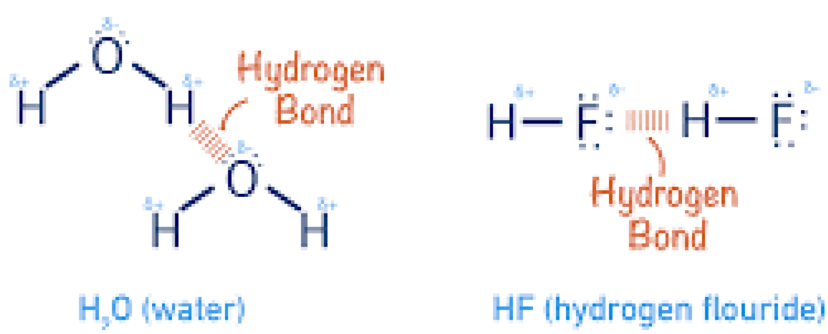
ہائیڈروجن بند کے اقسام

ہائیڈروجن بند کی دو اقسام ہیں۔

1۔ بین سالماتی ہائیڈروجن بند (Inter Molecular Hydrogen Bond)

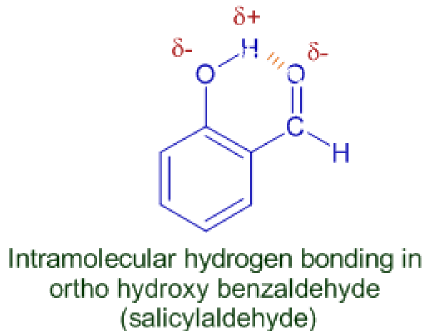
2۔ ذروں سالمی ہائیڈروجن بند (Intra Molecular Hydrogen Bond)

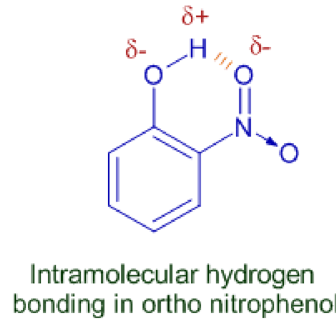
1۔ بین سالماتی ہائیڈروجنی بند: بین سالماتی ہائیڈروجن بند وہ بند ہے جو دو علاحدہ سالمات کے درمیان واقع ہو۔ جیسے H_2O اس میں دو الگ الگ پانی کے سالمات میں ایک سالمہ کا منفی حصہ دوسرے سالمے کے مثبت حصہ (H^+) سے بند بناتا ہے۔ (شکل 8.9 a & b)



شکل- 8.9 a   بین سالماتی ہائیڈروجنی بند   شکل - 8.9 b

2۔ذروں سالمی ہائیڈروجنی بند: ایسا ہائیڈروجنی بند جو ایک ہی سالمے کے اندر دو جوہروں کے درمیان واقع ہو۔ جیسے آرتھونائیٹروفینال (Ortho Nitrophenol) اور آرتھوہائیڈروآکسی بینزالڈیہائیڈ (Ortho Hydroxybenzaldehyde)۔(شکل 8.10 a & b)





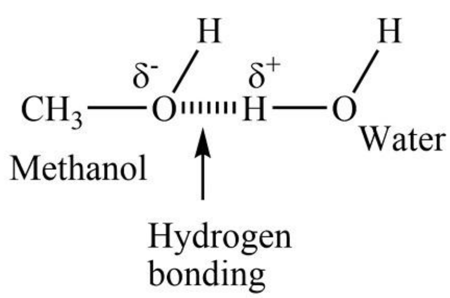
شکل- 8.10a : آرتھوہائیڈرآکسی بینزالڈیہائیڈ

شکل- 8.10b: آرتھونائیٹروفینال

8.7 ہائیڈروجنی بند کے نقطۂ اماعت، نقطہ جوش اور نیز حل پذیری پر اثرات

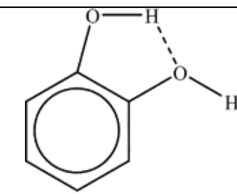
نقطۂ جوش اور نقطۂ اماعت وزن سالمہ کا ایک عمل ہے۔ وزن سالمہ کے اضافہ سے ان میں تبدیلی واقع ہوتی ہے مثلاً پانی جس کا سالمی وزن 18 اور میتھین جس کا سالمی وزن 16 ہے۔ ان کے سالمی وزن میں بہت کم فرق ہے۔ لیکن پانی کا نقطۂ جوش 100^0C اور نقطۂ اماعت صفر درجہ میں ہے، جبکہ میتھین کا نقطۂ جوش (-162^0C)، نقطۂ اماعت (-183^0C) ہے۔ یہ اس وجہ سے ہے کہ H_2O ایک متحدہ سالمہ ہے، یعنی اس کے سالمات میں ہائیڈروجنی بند واقع ہوتا ہے۔ اس میں شریک گرفتی بند اور ہائیڈروجنی بند واقع ہوتے ہیں، جن کو توڑنے کے لیے زیادہ توانائی کی ضرورت ہوتی ہے، جس کی وجہ سے نقطۂ جوش اور نقطۂ اماعت میں اضافہ ہو جاتا ہے، جبکہ متھین میں ہائیڈروجنی بند واقع نہیں ہوتا، اس لیے ان کے نقطۂ جوش اور اماعت سالمی وزن کے اعتبار سے کمترین ہوتے ہیں۔

بین سالماتی ہائیڈروجنی بند کی وجہ سے حل پذیری میں اضافہ ہوتا ہے۔ اگر پانی اور منحل دونوں قطبی ہوں، تو ان کے درمیان ہائیڈروجن بند واقع ہوتا ہے۔ جس کی وجہ سے دونوں ایک دوسرے میں حل ہو جاتے ہیں مثلاً میتھانال (CH_3OH) پانی میں حل پذیر ہوتا ہے جبکہ ایتھر ناحل پذیر ہے کیونکہ اس میں ہائیڈروجن بند واقع نہیں ہوتا۔(شکل-8.11)

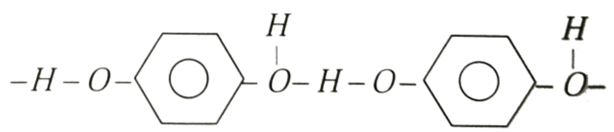


شکل-8.11 : میتھینول کی پانی میں حل پذیری

میتھینول کی پانی میں حل پذیری کم ہوتی ہے کیوں کہ ایک وجہ یہ ہے کہ دونوں مرکبات متضاد نوعیت کے حامل میں پانی قطبی مرکب ہے جبکہ میتھینول شریک گرفتی مرکب ہے۔CH_3OH کے OH حصہ پر چونکہ کہ جزوی برقی بار پایا جاتا ہے، اس لیے وہ ہائیڈروجنی بند بناتا ہے۔ جبکہ نامیاتی جز ناحل پذیر ہے۔ دوسری وجہ ان میں مکمل ہائیڈروجنی بند ممکن نہیں ہوتا، اس بند کی موجودگی کی وجہ سے آرتھو، پیرا اور میٹا ہم ترکیبے کی علیحدگی ممکن ہے۔ پیرا مرکب پانی سے ہائیڈروجنی بند بناتا ہے، تو حل پذیر ہوتا ہے جبکہ ارتھو مرکب جس میں ذروں سالمہ ہائیڈروجنی بند واقع ہوتا ہے، ناحل پذیر ہوتا ہے۔(شکل-8.12 a & b)



شکل- 8.12 a: o-Hydroxyphenol میں ذروں سالمی ہائیڈروجن بند



شکل-8.12b: p-Hydroxyphenol میں بین سالماتی ہائیڈروجن بند

8.8 اکتسابی نتائج

☆ ہم نے اس اکائی میں جانا کہ۔

☆ برقی سکونی قوت کیا ہوتی ہیں۔

☆ ان قوتوں کی اہمیت وافادیت کو اچھی طرح ذہن نشین کیا۔

☆ شریک گرفتی سالمات میں واقع وانڈروال قوت کے بارے میں تفصیل سے مطالعہ کیا۔

☆ ایک الگ نوعیت کی بندش جس کو ہائیڈروجنی بند کہتے ہیں۔اس کے بارے میں تفصیل سے معلومات حاصل کی۔

☆ سالمات کی قطبیت اور اس کے اثرات کے بارے جانکاری حاصل کی۔

☆ ہائیڈروجنی بند کے مضمرات اور اس کے اثرات کے بارے میں تفصیل سے معلومات حاصل کی۔

☆ نقطۂ اماعت اور نقطۂ جوش اور حل پذیری پر اس بند کے اثرات کے بارے میں معلومات حاصل کی۔

8.9 کلیدی الفاظ

1۔ بین سالمی قوتیں : بین سالمی قوتیں، ایسی قوتیں ہیں جو altercative یا repulsive ہوتی ہیں اور یہ سالموں کے درمیان پائی جاتی ہے۔

2۔ لنڈن انتشاری قوتیں : یہ قوتیں تمام سالمات میں موجود ہوتی ہیں۔ یہ بہت ہی کمزور قوتیں ہیں جو کہ سالموں میں میں الکٹرون کے عارضی اتار۔ چڑھاو کی وجہ سے ہوتی ہے اور اس سے سالموں میں وقتی طور پر Dipole بنتا ہے۔

3۔ ہایڈروجنی بند : یہ ایک خاص قسم کی قطبی۔ قطبی قوتیں، جس میں کہ ایک ہائیڈروجن اور ایک بہت زیادہ منفی جوہر جیسے کہ O, F یا N سے جڑا ہوتا ہے۔

4۔ قطبی سالمات: قطبی سالمات ایسے سالمات ہیں، جس میں کہ مستقل قطبی معیار ہوتا ہے جو کہ سالمے میں الکٹرانس کے غیر مساوی تقسیم کی وجہ سے ہوتا ہے

8.10 نمونہ امتحانی سوالات

معروضی جوابات کے حامل سوالات

1۔ بین سالمی قوتوں کی تعریف لکھیے۔

2۔ ایک قطبی سالمہ کی مثال لکھیے۔

3۔ ایک ایسا سالمہ کی مثال لکھیے جن میں وانڈر وال قوت موجود ہوتی ہے۔

4۔ ہائیڈروجنی بند کی تعریف لکھیے۔

5۔ ایک ایسے سالمہ کی مثال لکھیے جس میں بین ہایڈروجنی بند موجود ہے۔

مختصر جوابات کے حامل سوالات

1۔ بین سالمی قوتوں پر مختصر نوٹ لیکھیے۔

2۔ ہائیڈروجن بند کی تعریف کرتے ہوے ثابت کیجیے کے میتھانال (CH_3OH) پانی میں حل پذیر ہوتا ہے جبکہ ایتھر نا حل پذیر ہے ۔

3۔ متحدہ سالمہ سے کیا مراد ہے مثال کے ذریعہ تشریح کیجیے۔

طویل جوابات کے حامل سوالات

1۔ وانڈر وال قوتوں کے بارے میں تفصیل سے نوٹ لکھیے۔

2۔ سالمات کی قطبیت کیا ہے۔ اس کے اثرات کے بارے میں لکھیے۔

3۔ ہائیڈروجنی بند پر نوٹ لکھیے۔

اکائی- 9 : گروپ I عناصر کی عام خصوصیات

(Unit-9: General Properties of Group I Elements)

اکائی کے اجزا

9.0 تمہید
9.1 مقاصد
9.2 قلوی اور زمینی قلوی دھاتوں کے عمومی خواص
9.3 گروپ I عناصر کے عمومی خواص
9.3.1 الکٹرانی تشکیل
9.3.2 جوہر نصف قطر
9.3.3 کثافت
9.3.4 نقطۂ جوش اور نقطۂ اماعت
9.3.5 روانی قوت
9.3.6 برقی مثبیت
9.3.7 بند کی نوعیت
9.3.8 تکسیدی حالت
9.3.9 تحویلی حالت
9.4 اکتسابی نتائج
9.5 کلیدی الفاظ
9.6 نمونہ امتحانی سوالات

9.0 تمہید

دوری جدول کے s بلاک میں دو گروپ ہیں پہلا گروپ (I Group) جس کی عمومی الکٹرانی تشکیل ns^1 ہے اس کو عام طور پر قلوی دھاتیں (Alkali metals) کہتے ہیں جبکہ دوسرا گروپ جس کی عمومی الکٹرانی تشکیل ns^2 ہے۔ اس کو قلوی زمینی دھاتیں

(Alkaline Earth Metals) کہا جاتا ہے یہ دونوں گروپ دھاتوں پر مشتمل ہیں۔ ان عناصر کی تفصیلی الکٹرانی تشکیل ذیل کے جدول 9.1 میں درج کی جاتی ہے۔

جدول 9.1: قلوی دھاتوں کی الکٹرانی تشکیل

جوہری عدد	عناصر کے نام	علامت	الکٹرونی تشکیل	متبادل تشکیل
3	لیتھیم (Lithium)	Li	$1s^2 2s^1$	$[He]2s^1$
11	سوڈیم (Sodium)	Na	$1s^2 2s^2 sp^6 3s^1$	$[Ne]2s^1$
19	پوٹاشیم (Potassium)	K	$1s^2 2s^2 sp^6 3s^2 3p^6 4s^1$	$[Ar]4s^1$
37	روبیڈیم((Rubidium	Rb	$1s^2 2s^2 sp^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$	$[Kr]5s^1$
55	سیزیم (Cesium)	Cs	$1s^2 2s^2 sp^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$	$[Xe]6s^1$
87	فرانشیم (Francium)	Fr	$1s^2 2s^2 sp^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2$ $6p^6 7s^1$	$[Rn]7s^1$

9.1 مقاصد

ہم اس اکائی میں یہ جاننے کی کوشش کریں گے کہ

☆ قلوی دھاتوں کی کیمیا کے بارے میں جانیں

☆ ان کے طبعی خواص اور ان کی دھاتی نوعیت کے بارے میں جانیں

☆ انتہائی عامل عناصر کے طور پر ان دھاتوں کا مطالعہ کریں گے

☆ علاوہ ازیں ان کی تحویلی صلاحیت کے بارے میں جانیں گے

☆ ان دو گروپ کے مرکبات کی تیاری خواص اور ان کے استعمالات کے بارے میں معلومات حاصل کریں گے۔

9.2 قلوی دھاتوں کے عمومی خواص

پہلے گروپ میں جو عناصر موجود ہیں وہ لیتھیم، سوڈیم، پوٹاشیم، روبیڈیم، اسٹرانشیم اور فرانشیم ہیں۔ یہ سب کے سب حقیقی دھاتیں ہیں۔ بر خلاف دوسرے دھاتوں کے یہ انتہائی نرم ہوتے ہیں۔ قدرتی طور پر آزادانہ حالت میں نہیں پائے جاتے بلکہ مرکبات کی شکل میں پائے جاتے ہیں کیوں کہ یہ دھاتیں انتہائی عامل دھاتیں ہیں۔ ان دھاتوں کو قلوی دھاتیں بھی کہا جاتا ہے کیوں کہ یہ پانی سے تیزی سے عمل کرتی ہیں اور قلویات بناتی ہیں۔ ان دھاتوں کو انتہائی عامل دھاتیں (Active Metals) بھی کہا جاتا ہے آخری عنصر فرانشیم (Fr) ایک تابکاری عنصر (Radioactive Element) ہے۔

9.3 گروپ I عناصر کے عمومی خواص

9.3.1 الیکٹرانی تشکیل

گروپ I عناصر کی عمومی ns^1 ہے جہاں n سے مراد صدری مقاوری عدد (Principal Quantum Number) ہے اور یہاں دور کی نشاندہی کرتا ہے ان عناصر کے بیرونی خول پر صرف ایک الیکٹران پایا جاتا ہے۔ اس لیے ان کو پہلے گروپس میں رکھا گیا ہے۔ الیکٹرانی تشکیل کی یہی یکسانیت ان عناصر کے کیمیائی اور طبعی خواص کی ذمہ دار ہوتی ہے۔ یہ عناصر دھاتی خصوصیات رکھتے ہیں لیکن بہت نرم دھاتیں ہوتی ہیں۔ ان کی گرفت (1+) ہوتی ہے اسی لیے Univalent دھاتیں کہلاتی ہیں۔ ان کی الیکٹرانی تشکیل کی وجہ سے یہ انتہائی عامل عناصر ہیں ان عناصر کے مرکبات بے رنگ یا سفید ہوتے ہیں اور روانی مرکبات بناتے ہیں پہلے گروپ کے عناصر کے خواص میں یکسانیت پائی جاتی ہے جو ان کے الیکٹرانی تشکیل کی وجہ سے ہے۔ البتہ Li گو کہ اسی گروپ کا عنصر ہے لیکن یہ اپنے دیگر عناصر سے مختلف خواص ظاہر کرتا ہے۔ چونکہ ان عناصر کی برقی مثبت زیادہ ہے اور تیزی کے ساتھ الیکٹران کھو کر مثبت رواں بناتے ہیں اس لیے ان کی عاملیت سب سے زیادہ ہے۔

9.3.2 جوہر نصف قطر

جوہری نصف قطر کے لحاظ سے یہ عناصر تمام عناصر میں بڑے عناصر تصور کیے جاتے ہیں۔ (جدول 9.2)

جدول 9.2: گروپ I کے طبعی خواص

عناصر	جوہری نصف قطر (A^0)	روانی نصف قطر (A^0)	کثافت g/cc	روانی قوت KJ mol−1	برقی منفیت	نقطہ اماعت (^0C)
Li	1.23	0.60	0.54	520	1.0	181
Na	1.57	0.95	0.94	496	0.9	98

63	0.8	419	0.86	1.33	2.03	K
39	0.8	403	1.53	1.48	2.16	Rh
29	0.7	375	1.87	1.69	2.35	Cs

اس گروپ میں لیتھم Li سب سے چھوٹا جوہر ہے جبکہ جوہر عدد کے اضافے سے اوپر سے نیچے کی جانب جوہری نصف قطر میں اضافہ ہوتا ہے کیونکہ ان کے خول کی تعداد بڑھتی ہے اور مرکزائی قوت سے الکٹران دور رہتے ہیں۔یہی رجحان اس کے روانی نصف قطر میں بھی پایا جاتا ہے۔ گروپ I کے جوہر آسانی سے الکٹران کھو دیتے ہیں جس سے جوہر مثبت رواں میں تبدیل ہو جاتے ہیں۔ گو کہ مثبت رواں کا نصف قطر اس کے اپنے متعلقہ جوہر سے کم ہوتا ہے لیکن اوپر سے نیچے کی جانب مثبت رواں کے نصف قطر میں اضافہ ہوتا ہے۔ (جدول. 9.2)

9.3.3 کثافت

گروپ I میں شامل عناصر تمام عناصر سے جو ان کے متعلقہ دور میں وارد ہوتے ہیں جسامت میں بڑے ہوتے ہیں جس کی وجہ سے ان کا حجم بھی کافی بڑا ہوتا ہے کیوں کہ حجم جسامت پر منحصر ہوتا ہے۔ چونکہ ان کا حجم بہت زیادہ ہوتا ہے۔ اس لیے ان کی کثافت دوسرے دھاتوں کے مقابلے بہت کم ہوتی ہے Li کی کثافت سب سے کم ہوتی ہے جبکہ گروپ میں اضافہ دیکھا گیا ہے (جدول 9.2) K'Na'Li کی کثافت پانی سے بھی کم ہوتی ہے۔

عموماً دھاتوں کے نقطۂ اماعت اور نقطۂ جوش بہت بلند ہوتے ہیں کیوں کہ عموماً دھاتوں کے کرسٹل میں دھاتی جوہر بہت قریب ہوتے ہیں لیکن قلوی دھاتوں کی جسامت زیادہ ہونے اور ان کے بیرونی خول پر صرف ایک الیکٹران موجود ہوتا ہے۔

9.3.4 نقطۂ جوش اور نقطۂ اماعت

ایک ہی الکٹران ہونے کی وجہ سے ان کے نقطۂ اماعت اور نقطۂ جوش دونوں کمترین ہوتے ہیں۔ (جدول 9.2) گروپ میں اوپر سے نیچے کی جانب نقطۂ اماعت میں کمی واقع ہوتی ہے یہاں تک کہ Cs کا نقطۂ اماعت 29^0C ہوتا ہے ہم یہ نتیجہ اخذ کر سکتے ہیں کہ جوہری جسامت کے بڑھنے سے نقطۂ اماعت میں کمی واقع ہوتی ہے۔ یہی رجحان نقطۂ جوش میں بھی دیکھا جا سکتا ہے Li کا نقطۂ جوش 1326^0C ہے جبکہ Cs کا نقطۂ جوش 690^0C ہے۔

9.3.5 روانی قوت

کسی بھی جوہر کی روانی قوت مجملہ دیگر عوامل کے اس کی جسامت اور بیرونی الکٹران کی تعداد پر منحصر ہوتی ہے۔ گروپ میں اوپر سے نیچے کی جانب عناصر کی جسامت میں اضافہ ہوتا ہے اور اس کے بیرونی خول میں نہ صرف ایک الکٹران پایا جاتا ہے بلکہ جسامت کے اضافے سے مرکزے کی کشش قوت سے دور ہوتا جاتا ہے۔ اس لیے اس الکٹران کو آسانی سے علاحدہ کیا جا سکتا ہے یعنی گروپ میں اوپر سے

نیچے کی جانب روانی قوت میں کمی واقع ہوتی ہے۔ Li کی روانی قوت سب سے زیادہ ہے کیوں کہ اس کی جسامت سب سے کم ہوتی ہے۔ (جدول 9.2)

$$M \xrightarrow{IP} M^{+} + e^{-}$$

9.3.6 برقی مثبیت

یہ عناصر تمام عناصر کے مقابلے میں سب سے زیادہ برقی مثبت ہوتے ہیں کیوں کہ ان عناصر کی روانی قوت سب سے کم ہوتی ہے لہٰذا یہ سب سے زیادہ برقی مثبت ہوتے ہیں گروپ میں اوپر سے نیچے کی جانب برقی مثبیت میں اضافہ ہوتا ہے تمام عناصر میں سب سے زیادہ برقی مثبت عنصر Cs ہے۔ اسی خاصیت کی وجہ سے Cs میں یہ خاصیت پائی جاتی ہے کہ اگر اس کی سطح روشنی کے آگے روبرو کر دیا جائے تو اس سے الکٹران خارج ہونا شروع ہو جاتے ہیں۔ اس عمل کو برقی ضیائی اثر (Photoelectric Effect) کہتے ہیں۔ اس طرح کے خارج ہونے والے الکٹران کو Photoelectron کہا جاتا ہے Cs کی اس خاصیت سے فائدہ اٹھا کر اس سے Photo Electric Cell تیار کیے جاتے ہیں۔

9.3.7 بند کی نوعیت

گروپ I کے عناصر دوسرے عناصر سے ترکیب کھاتے ہیں اور روانی بند واقع ہوتا ہے کیوں کہ یہ عناصر آسانی کے ساتھ مثبت رواں بناتے ہیں۔

$$M \xrightarrow{IP} M^{+} + e^{-}$$

لیکن خود عناصر کے اندر شریک گرفتی بند واقع ہوتا ہے اور یہ دو جوہری سالمات بناتے ہیں مثلاً Li...Li، Na...Na، K.....K

9.3.8 تکسیدی عدد

گروپ I کے عناصر ایک ہی تکسیدی عدد ظاہر کرتے ہیں یہ عناصر اپنے مرکبات میں (1+) عدد ظاہر کرتے ہیں۔ چونکہ ان کی دوسری توانائی قوت بہت بلند ہوتی ہے اس لیے (II) یا دوسری بلند تکسیدی حالتیں ناممکن ہیں۔

9.3.9 تحویلی حالت

گروپ I کے عناصر ایک انتہائی' طاقتور تحویلی عامل ہوتے ہیں۔ تحویلی عامل الکٹران خارج کرنے کی صلاحیت رکھتا ہے۔ جیسے

$$M \longrightarrow M^{+} + e^{-}$$

یہاں M تحویلی عامل اور X تکسیدی عامل ہے عموماً دھاتیں تحویلی عامل ہوتی ہیں کیوں کہ وہ آسانی سے الکٹران خارج کرتی ہیں۔

گروپ I ان میں نمایاں ہے کہ یہ سب سے زیادہ طاقتور تحویلی عامل ہیں۔ گروپ میں اوپر سے نیچے کی جانب اس صلاحیت میں اضافہ ہوتا ہے۔ Li کمزور اور Cs طاقتور تحویلی عامل ہونا چاہئے لیکن یہ دیکھا گیا ہے کہ Li مناسب سے طاقتور تحویلی عامل ہے، جبکہ Cs

کمزور۔اس کے لیے بان ہائیبر (Born Haber) ٹائپ کی طریقہ کو مد نظر رکھنا چاہئے چونکہ تکسیدی تحویلی عمل آبی محلول میں ہوتا ہے اور دھاتیں ٹھوس ہوتی ہیں۔پہلے دھات عمل تصعید کے ذریعے گیسی شکل اختیار کرتی ہے پھر کوئی دھاتی جوہر الکٹران خارج کرتا ہے اور یہ گیسی رواں آبیدگی سے گزرتا ہے جس کے لیے آبیدگی توانائی (Hydration Energy) خارج ہوتی ہے۔

تصعید $M(s) \longrightarrow M(g)$

الکٹرانی رغبت $M(g) \longrightarrow M^+(g)$

آبیدگی توانائی $M^+ + H_2O \longrightarrow M^+(aq)$

چونکہ Li^+ کی آبیدگی توانائی سب سے زیادہ ہوتی ہے اس لیے بہ حیثیت مجموعی Li کی خاکی تحویلی صلاحیت بہت بلند ہو جاتی ہے لہٰذا جتنی آبیدگی توانائی زیادہ ہوگی اتنی اس کی تحویلی صلاحیت زیادہ ہوتی ہے۔

9.4 اکتسابی نتائج

ہم نے اس اکائی میں ان معلومات کا اکتساب کیا کہ:

☆ پہلے گروپ میں پائے جانے والے عناصر سے واقفیت حاصل کی۔

☆ ان عناصر کی علاحدہ علاحدہ طور پر ان کے نام و الکٹرانی تشکیل کے بارے میں معلومات حاصل کی۔

☆ چونکہ S بلاک کے عناصر دھاتی عناصر ہوتے ہیں تو ان عناصر کی طبعی اور کیمیائی خواص پر بحث کی۔

☆ ان عناصر کی جوہری نصف قطر روانی نصف قطر، روانی قوت، برقی مثبیت، تحویلی خصوصیات، مثبت رواں کی تشکیل، آبیدگی توانائی اور دیگر کیمیائی خواص کے بارے میں معلومات حاصل کی۔

☆ اس کے علاوہ طبعی خواص جیسے کثافت و نقطۂ اماعت و نقطۂ جوش وغیرہ کے بارے میں معلومات حاصل کیں۔

☆ ان عناصر کے خواص کا موازنہ ان کے خواص کی بنیاد پر کیا۔

9.5 کلیدی الفاظ

1۔روانی قوت : قلوی دھاتوں کی روانی قوت دوری جدول میں سب سے کم ہوتی ہے اور ان میں بھی سیزیم دھات کی سب سے کم ہوتی ہے۔

2۔برقی مثبت : قلوی دھاتوں کی برقی مثبت سب سے زیادہ ہوتی ہے۔

3۔ہائیڈرائیڈ : وہ مرکبات ہیں جن میں ہائیڈروجن دھات اور ادھات کے ساتھ تعامل کر کے بناتی ہے۔

9.6 نمونہ امتحانی سوالات

معروضی جوابات کے حامل سوالات

1۔ مندرجہ ذیل میں سے کون سا عنصر s-بلاک سے تعلق رکھتا ہے۔

a) سوڈیم　b) پوٹاشیم　c) روبیڈیم　d) ان میں سے سبھی

2۔ مندرجہ ذیل میں سے کون سا عنصر s-بلاک سے تعلق نہیں رکھتا ہے؟

a) سوڈیم　b) پوٹاشیم　c) نائیٹروجن　d) مگنشیم

3۔ مندرجہ ذیل میں سے کون سی قلوی دھات کا استعمال Photo Electric Effect میں کیا جاتا ہے؟

a) سوڈیم　b) پوٹاشیم　c) روبیڈیم　d) سیزیم

4۔ مندرجہ ذیل میں سے کون سا عنصر شعلہ کے قریب لانے پر سیب جیسا ہرا رنگ پیدا کرتا ہے؟

a) بیریم　b) اسٹرونشیم　c) کیلشیم　d) مگنشیم

5۔ مندرجہ ذیل میں سے کون سا آکسائیڈ Amphoteric نہیں ہے؟

a) سوڈیم آکسائیڈ　b) کیلشیم آکسائیڈ　c) پوٹاشیم آکسائیڈ　d) ان میں سے سبھی

6۔ مندرجہ ذیل میں سے کون سا مرکب آیونک ہائیڈرائیڈ کی مثال ہے؟

a) سوڈیم ہائیڈرائیڈ　b) کیلشیم ہائیڈرائیڈ　c) پوٹاشیم ہائیڈرائیڈ　d) ان میں سے سبھی

مختصر جوابات کے حامل سوالات

1۔ پہلے گروپ کے عناصر میں کن عناصر کی روانی قوت زیادہ ہوتی ہے وجہ بیان کیجیے۔

2۔ پہلے گروپ کے عناصر میں کن عناصر کو سب سے زیادہ برقی مثبت سمجھا جاتا ہے وجہ بیان کیجیے۔

3۔ کون سے عناصر میں آبیدگی کی صلاحیت زیادہ ہوتی ہے وضاحت کیجیے۔

4۔ پہلے گروپ کے عناصر کی تکسیدی عدد پر نوٹ لکھیئے ۔

طویل جوابات کے حامل سوالات

1۔ گروپ I عناصر یا قلوی دھاتوں کے نام، ان عناصر کی الکٹرانی تشکیل تکسیدی حالتیں، روانی توانائی اور برقی مثبیت پر بحث کیجیے۔

2۔ گروپ I کے عناصر کی ذیل کی خواص تفصیل سے بیان کیجیے۔

i- روانی توانائی　ii - برقی مثبیت　iii- آبیدگی کی توانائی

3۔ گروپ I کی تحویلی عاملی خصوصیات کو تفصیل سے بیان کیجیے۔

اکائی- 10: گروپ II عناصر کی خصوصیات

(Unit-10: General Properties of Group II Elements)

اکائی کے اجزا

10.0 تمہید
10.1 مقاصد
10.2 قلوی اور زمینی قلوی دھاتوں کے عمومی خواص
10.3 گروپ II عناصر کے عمومی خواص
10.3.1 الکٹرانی تشکیل
10.3.2 کثافت
10.3.3 نقطۂ جوش اور نقطۂ اماعت
10.3.4 جوہری اور روانی نصف قطر
10.3.5 روانی قوت
10.3.6 آبیدگی توانائی
10.3.7 برقی مثبت
10.3.8 تحویلی نوعیت
10.3.9 شعلہ کا رنگ
10.4 عناصر کے قطری روابط (Diagonal Relationship of Elements)
10.4.1 گروپ I Li اور گروپ II Mg میں مماثلت
10.4.2 گروپ II Be اور Al میں قطری ربط
10.5 کلیدی الفاظ
10.6 نمونہ امتحانی سوالات

10.0 تمہید

دوری جدول کے s بلاک کے دوسرا گروپ جس کی عمومی الکٹرانی تشکیل ns^2 ہے۔ اس کو قلوی زمینی دھاتیں (Alkaline Earth Metals) کہاجاتا ہے یہ گروپ دھاتوں پر مشتمل ہوتا ہیں۔ ان عناصر کی تفصیلی الکٹرانی تشکیل ذیل کے جدول 10.1 میں درج کی جاتی ہے۔

جدول 10.1: قلوی زمینی دھاتوں کی الکٹرانی تشکیل

عناصر کے نام	علامت	جوہری عدد	الکٹرونی تشکیل
بیریلیم (Beryllium)	Be	4	$[He]2s^2$
میگنیشیم (Magnesium)	Mg	12	$[Ne]3s^2$
کیلشیم (Calcium)	Ca	20	$[Ar]4s^2$
اسٹرانشیم (Strontium)	Sr	38	$[Kr]5s^2$
بیریم (Barium)	Ba	56	$[Xe]6s^2$
ریڈیم (Radium)	Ra	88	$[Rn]7s^2$

10.1 مقاصد

ہم اس اکائی میں یہ جاننے کی کوشش کریں گے کہ

☆ زمینی قلوی دھاتوں کی کیمیا کے بارے میں جانیں

☆ ان کے طبعی خواص اور ان کی دھاتی نوعیت کے بارے میں جانیں

☆ انتہائی عامل عناصر کے طور پر ان دھاتوں کا مطالعہ کریں گے

☆ علاوہ ازیں ان کی تحویلی صلاحیت کے بارے میں جانیں گے

☆ اس گروپ کے مرکبات کی تیاری خواص اور ان کے استعمالات کے بارے میں معلومات حاصل کریں گے۔

10.2 زمینی قلوی دھاتوں کے عمومی خواص

گروپ II کے عناصر میں Be'Mg'Ca'Sr'Ba اور Ra ہیں۔ یہ قلوی خاصیت رکھتے ہیں اور زمین کی پرت میں پائے جاتے ہیں۔ اس لیے ان کو قلوی زمینی دھاتیں کہا جاتا ہے یہ قلوی دھاتوں کے بہ نسبت کم عامل ہوتی ہیں۔ دونوں گروپ کے آکسائیڈ' ہائیڈرو آکسائیڈ پانی میں حل ہو کر طاقتور اساس (قلویات) بناتے ہیں اس گروپ میں ریڈیم (Ra) ایک تابکار عنصر (Radioactive Element) ہے۔

10.3 گروپ II عناصر کے عمومی خواص

10.3.1 الکٹرانی تشکیل

گروپ II عناصر کی عمومی الکٹرانی تشکیل ns^2 ہے یعنی ان عناصر کے سب سے بیرونی خول پر دو الکٹران پائے جاتے ہیں جس کی وجہ سے یہ گروپ II عناصر کہلاتے ہیں۔ یہ عناصر دھاتی خاصیت رکھتے ہیں چونکہ یہ عناصر زمین کی پرت میں پائے جاتے ہیں اور ان کے مرکبات جیسے آکسائیڈ کی خاصیت قلوی ہوتی ہے اس لیے ان کو قلوی زمینی دھاتیں کہا جاتا ہے' اس گروپ میں جو عناصر پائے جاتے ہیں وہ Be 'Mg 'Ca ,Sr 'Ba اور Ra ہیں سوائے Ra کے سب زمین کی پرت میں پائے جاتے ہیں Ra ایک تابکاری عنصر ہے' یہ عناصر دو مثبت رواں (Divalent positive ion) بناتے ہیں۔ یہ بھی بہت عامل عناصر ہیں لیکن گروپ I کے مقابلہ میں عاملیت کم ہوتی ہے۔ یہ عناصر بھی روانی مرکبات بناتے ہیں جو بے رنگ ہوتے ہیں۔ ان کی قلویانہ خاصیت گروپ I عناصر کے مقابلے میں کمتر ہوتی ہے گروپ I کے Li کی طرح اس گروپ میں Be اپنے دور کے عناصر کے خواص سے مختلف ہوتا ہے۔

10.3.2 کثافت

جیسا کہ بیان کیا جا چکا ہے کہ گروپ II کے عناصر دھاتی خاصیت رکھتے ہیں۔ یہ دھاتیں بھی نرم دھاتیں ہیں لیکن گروپ I کے مقابلہ میں ان میں یہ دھاتیں کم نرم ہوتی ہیں۔ اس کی وجہ یہ ہے کہ ان عناصر کے درمیان دھاتی بند (Metallic Bond) زیادہ مضبوط ہوتا ہے یہی وجہ ہے کہ ان کی کثافت بھی زیادہ ہوتی ہے جو گروپ میں اوپر سے نیچے کی جانب یعنی Be سے Ca تک کمی واقع ہوتی ہے لیکن Sr سے Ra کی جانب اضافہ ہوتا ہے۔ (جدول 10.2)

جدول 10.2:

Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
1.84	1.75	1.55	2.54	3.75	600

(کثافت gm/cc میں درج کی گئی ہے)

10.3.3 نقطۂ جوش اور نقطۂ اماعت

گروپ I(قلوی دھاتوں) کے مقابلہ میں دوسرے گروپ کے عناصر کے نقطۂ جوش اور نقطۂ اماعت بلند ہوتے ہیں اس کی وجہ یہ ہے کہ گروپ II میں بیرونی الکٹران کی تعداد 2 ہوتی ہے (ns^2) جس کی وجہ سے ان عناصر میں دھاتی بند (Metallic Bond) گروپ I عناصر کے مقام میں زیادہ طاقتور ہوتا ہے یہی وجہ ہے کہ گروپ I کے مقابلہ میں زیادہ کثیف زیادہ سخت اور بلند نقاط جوش و نقاط اماعت ظاہر کرتے ہیں۔ ان نقاط میں Mg سے Ra کی جانب کمی واقع ہوتی ہے جبکہ Be غیر معمولی زیادہ بلند نقطۂ جوش اور نقطۂ اماعت ظاہر کرتا ہے۔

10.3.4 جوہری اور روانی نصف قطر

گروپ II عناصر کے جوہری نصف قطر گروپ I کے مقابلہ میں کم ہوتے ہیں اس کی وجہ ان کا زیادہ مرکزائی برقی بار ہے۔ اس مرکزائی برقی بار (مثبت بار) کی وجہ سے الکٹران کے خول کو اپنی طرف کشش کرتے ہیں جن سے جوہری نصف قطر میں کمی واقع ہوتی ہے۔ اسی طرح ان کی روانی قطر میں کمی واقع ہوتی ہے ان کے جوہروں کے بیرونی خول پر دو الکٹران ہوتے ہیں جن کے اخراج سے ایک مثبت رواں جس پر مثبت بار ہوتے ہیں، وجود میں آتا ہے جس کا نصف قطر گروپ I کے رواں کے مقابلے میں بہت کم ہوتا ہے۔

$$M \longrightarrow M^{++} + 2e^-$$

$$ns^2$$

بہ حیثیت مجموعی گروپ میں اوپر سے نیچے کی جانب اضافہ واقع ہوتا ہے جیسے کہ جدول (10.3) میں بتایا گیا ہے۔

جدول 10.3: جوہری اور روانی نصف قطر A^0 میں

Ra	Ba	Sr	Ca	Mg	Be	
	1.98	1.92	1.74	1.36	0.90	**جوہری نصف قطر**
1.32	1.29	1.10	0.94	0.65	0.30	**رمانی نصف قطر**

10.3.5 روانی قوت

گروپ II عناصر کے بیرونی خول پر دو الکٹران پائے جاتے ہیں جو بتدریج ایک کے بعد دیگرے خارج ہوتے ہیں جن کے لیے پہلی روانی قوت اور دوسری روانی قوت درکار ہوتی ہے۔

$$M \xrightarrow{I\ IE} M^+ + e^-$$

$$M^+ \xrightarrow{II\ IE} M^{++} + e^-$$

$II_{IE} > I_{IE}$

اس طرح اس سے الیکٹران کے خارج کرنے کے لیے زیادہ توانائی درکار ہوتی ہے۔

اس کی وجہ یہ ہے کہ دوسراالیکٹران ایک ایسے ذرہ سے خارج ہوتا ہے جس پر پہلے ہی سے ایک مثبت برقی بار ہوتا ہے دونوں روانی تو انائیاں گروپ میں اوپر سے نیچے کی جانب کم ہوتی ہیں۔ جیسے ان کی جسامت میں اضافہ ہوتا ہے گروپ I عناصر کے مقابلے میں ان کی روانی قوت زیادہ ہوتی ہے کیوں کہ دوسرے گروپ کے عناصر کی جوہری جسامت پہلے گروپ کے عناصر کے مقابلے کم ہوتی ہے۔ جدول 10.4 میں روانی قوتیں دی گئی ہے۔

جدول 10.4: گروپ II عناصر کے روانی قوت (kJ/mole)

خاصیت	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
پہلی روانی قوت	899	737	590	549	503
دوسری روانی قوت	1757	1450	1148	1064	965

10.3.6 آبیدگی توانائی

گروپ II عناصر کی آبیدگی توانائی گروپ I عناصر کے مقابلے میں زیادہ ہوتی ہے کیوں کہ ان عناصر کے رواں کی جسامت گروپ I کی عناصر سے کم ہوتی ہے۔ گروپ II میں Be^{2+} - Ba^{2+} کی طرف اس میں کمی واقع ہوتی ہے چونکہ آبیدگی توانائی رواں کے (مثبت یا منفی) جسامت پر منحصر ہوتی ہے جتنی جسامت کم ہوگی آبیدگی موثر ہوگی اور توانائی زیادہ ہوگی Be^{++} - Ba^{++} ہی جسامت زیادہ ہو تو اس میں کمی واقع ہوتی ہے۔

10.3.7 برقی مثبت

گروپ II عناصر کی برقی مثبت گروپ I عناصر کے مقابلے میں کم ہوتی ہے اس کی وجہ ان عناصر کی روانی قوت پہلے گروپ کے عناصر کے مقابلے میں زیادہ ہوتی ہے البتہ گروپ میں Be سے Ba کی جانب اس خاصیت میں اضافہ ہوتا ہے اس گروپ میں سب سے زیادہ برقی مثبت عنصر Ba ہے۔

10.3.8 تحویلی نوعیت

گروپ II عناصر اچھے تحویلی عامل ہوتے ہیں ان عناصر میں الیکٹران کے خارج کرنے کی صلاحیت ہوتی ہے۔

$$M \longrightarrow M^{++} + 2e^{-}$$

یہی عمل تحویلی صلاحیت کہلاتا ہے۔ اس صلاحیت میں Be سے Ba کی جانب اضافہ ہوتا ہے کیوں کہ ان کی روانی قوت میں کمی واقع ہوتی ہے البتہ گروپ I عناصر گروپ II یعنی قلوی زمینی دھاتوں کے مقابلہ میں زیادہ طاقتور تحویلی حامل ہیں۔

10.3.9 شعلہ کا رنگ

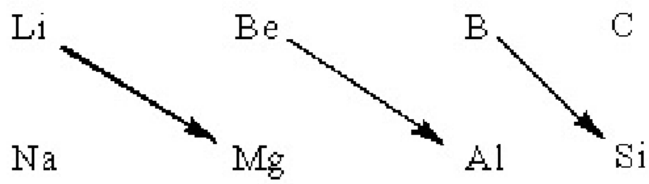
قلوی زمینی دھاتیں مخصوص شعلہ کے ساتھ جلتے ہیں۔ (جدول 10.5)

جدول10.5:

Apple green	Ba	Brick Red	Ca
Crimsom	Ra	Crimson	Sr.

10.4 عناصر کا وطری رشتہ (Diagonal Relationship of Elements)

ہم نے عناصر کی درجہ بندی میں دیکھا ہے کہ عناصر کے درمیان دو طرح کے روابط موجود ہوتے ہیں یہ ہر ایک میں مشترک ہیں جیسے کہ دوری تعلق اور گروپ میں اوپر سے نیچے کی جانب تعلق ان کے علاوہ عناصر میں قطری تعلق یا روابط بھی پائے جاتے ہیں۔ s بلاک میں اکثر گروپ کا پہلا عنصر اپنے بعد والے عناصر کے مقابلے میں دوسرے گروپ کے دوسرے عنصر سے زیادہ مشابہہ ہوتا ہے مثلاً



اسی تعلق اور مشابہت کو وطری روابط یا وطری تعلق (Diagonal Relationship) کہتے ہیں۔ اس طرح کا تعلق عناصر کی قوت قطبیت (Polarizing Power) کے تقریباً یکساں ہونے کی وجہ سے واقع ہوتا ہے۔ قوت قطبیت سے مراد وہ نسبت ہے جو اس عنصر کے روانی برقی بار اور روانی نصف قطر کے مربع کے درمیان پائی جاتی ہے۔

Polarization Power =(روانی نصف قطر)2/روانی برقی بار

اس خاصیت کی وجہ سے Li اور Mg میں اسی طرح Be اور Al میں مماثلت پائی جاتی ہے۔

10.5 گروپ I (Li) اور گروپ II (Mg) میں مماثلت

جدول10.6: Li اور Mg میں قطری تعلق

Mg	Li	خصوصیت
$1.36A^0$	$1.34A^0$	جوہری نصف قطر
Mg^{2+} $0.65A^0$	Li^+ $0.60A^0$	روانی نصف قطر
1.2	1.0	برقی مثبیت

پانی کی تحلیل	آہستہ تحلیل H_2 خارج	آہستہ تحلیل H_2 خارج
N_2 کے ساتھ تعامل	$6Li + N_2 \longrightarrow 2Li_3N$	$6Mg + 2N_2 \longrightarrow 2Mg_3N_2$
پانی کے ساتھ تعامل	بہت ہی آہستہ	بہت ہی آہستہ
اساسی خاصیت	LiOH کمزور اساس	$Mg(OH)_2$ کمزور اساس

10.6 گروپ II Be اور Al میں قطری ربط

جدول 10.7: Be اور Al میں مماثلت

خصوصیت	Be	Al
جوہری نصف قطر	$1.11A^0$	$1.26A^0$
روانی نصف قطر	Be^{2+} $0.31A^0$	Al^{3+} $0.51A^0$
برقی مثبیت	1.50	1.50
بند کی نوعیت	شریک گرفتی بند	شریک گرفتی بند
مرتکز HNO_3 سے تعامل	Be غیر کارکردہ ہو جاتی ہے۔	Al غیر کارکردہ ہو جاتی ہے۔
آکسائیڈ کی نوعیت	Amphoteric	Amphoteric
اساسی خاصیت	CH_4 خارج ہوتی ہے۔	CH_4 خارج ہوتی ہے۔

10.7 اکتسابی نتائج

ہم نے اس اکائی میں ان معلومات کا اکتساب کیا کہ:

- ☆ دوسرے گروپ میں پائے جانے والے عناصر سے واقفیت حاصل کی۔
- ☆ ان عناصر کی علاحدہ علاحدہ طور پر ان کے نام الکٹرانی تشکیل کے بارے میں معلومات حاصل کی۔
- ☆ چونکہ S بلاک کے عناصر دھاتی عناصر ہوتے ہیں تو ان عناصر کی طبعی اور کیمیائی خواص پر بحث کی۔
- ☆ ان عناصر کی جوہری نصف قطر روانی نصف قطر، روانی قوت، برقی مثبیت، تحویلی خصوصیات، مثبت رواں کی تشکیل، آبیدگی توانائی اور دیگر کیمیائی خواص کے بارے میں معلومات حاصل کی۔

☆ اس کے علاوہ طبعی خواص جیسے کثافت ونقطۂ اماعت ونقطۂ جوش وغیرہ کے بارے میں معلومات حاصل کیں۔

☆ ان عناصر کے خواص کا موازنہ ان کے خواص کی بنیاد پر کیا۔

☆ Mg اور Ca کے مختلف اہم مرکبات کی تکوین' خواص اور ان کے استعمالات کے بارے میں معلومات حاصل کی۔

10.8 کلیدی الفاظ

1۔روانی قوت : قلوی دھاتوں کی روانی قوت دوری جدول میں سب سے کم ہوتی ہے اور ان میں بھی سیزیم دھات کی سب سے کم ہوتی ہے۔

2۔برقی مثبت : قلوی دھاتوں کی برقی مثبت سب سے زیادہ ہوتی ہے۔

10.9 نمونہ امتحانی سوالات

مفروضی جوابات کے حامل سوالات

1۔ دوری جدول کے s بلاک کے دوسرا گروپ کی عمومی الکٹرانی تشکیل حسب ذیل میں سے کونسی ہے۔

(a) ns^2 (b) ns^1 (c) ns^0 (d) ان میں سے سبھی

2۔ میگنیشیم (Magnesium) کی الکٹرونی تشکیل کیا ہے۔

(a) $[He]2s^2$ (b) $[Ne]3s^2$ (c) $[Xe]6s^2$ (d) $[Kr]5s^2$

3۔ گروپ II کے عناصر کونسی خاصیت رکھتے ہیں؟

(a) ادھاتی (b) گیسی (c) دھاتی (d) انمیں سے کوئی بھی نہیں

4۔ گروپ II کا کونسا عنصر تابکاری عنصر ہے؟

(a) Be (b) Ra (c) Ca (d) انمیں سے کوئی بھی نہیں

5۔ گروپ I (قلوی دھاتوں) کے مقابلہ میں' گروپ II کے عناصر کے نقطۂ جوش اور نقطۂ اماعت کیسے ہوتے ہیں؟

(a) بلند (b) کم (c) برابر (d) ان میں سے کوئی نہیں

6۔ گروپ II عناصر کس طرح کے عامل ہوتے ہیں؟

(a) اچھے تحویلی عامل (b) اچھے تکسیدی عامل (c) دونوں بھی (d) ان میں سے سبھی

مختصر جوابات کے حامل سوالات

1۔ دوسرے گروپ کے عناصر کی الکٹرانی تشکیل کو بتلائیے۔

2۔ دوسرے گروپ کے عناصر کی کثافت میں پائے جانے والے رجحان کو بیان کیجیے۔

3۔ دوسرے گروپ کے عناصر کا وطری رشتہ کو بیان کیجئے۔

4۔ دوسرے گروپ میں برقی مثبت کا کیا رجحان ہوتا ہے اور اس گروپ میں سب سے زیادہ برقی مثبت والا عنصر کونسا ہے' بیان کیجیے۔

طویل جوابات کے حامل سوالات

1۔ دوسرے گروپ کے عناصر میں جوہری اور روانی نصف قطر میں پائے جانے والے رجحان کو تفصیل سے بیان کیجیے۔

2۔ دوسرے گروپ کے عناصر کی ذیل کی خواص کو تفصیل سے بیان کیجیے۔

i - روانی قوت ii–ع نقطۂ جوش اور نقطۂ اماعت

3۔ حسب ذیل پر نوٹ لکھیئے۔

a) گروپ I (Li) اور گروپ II (Mg) میں مماثلت b) گروپ II (Be) اور گروپ I (Al) کے قطری ربط پر

اکائی-11: ہائیڈروجن

(Unit-11: Hydrogen)

اکائی کے اجزا

11.0 تمہید

11.1 مقاصد

11.2 دوری جدول میں ہائیڈروجن کا مقام

11.3 ہائیڈرائیڈز اور ان کی جماعت بندی

11.3.1 روانی یا نمک نما ہائیڈرائیڈز

11.3.2 شریک گرفتی یا سالمی ہائیڈرائیڈز

11.3.3 دھاتی یا شگافی رخنکی ہائیڈرائیڈز

11.4 ہائیڈروجن پر آکسائیڈ

11.4.1 ہائیڈروجن پر آکسائیڈ بنانے کے طریقے

11.4.2 طبعی خواص

11.4.3 کیمیائی خواص

11.4.4 تکسیدی نوعیت

11.4.5 تحویلی نوعیت

11.4.6 ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کی ساخت

11.5 پانی کا بھاری پن

11.6 اکتسابی نتائج

11.7 کلیدی الفاظ

11.8 نمونہ امتحانی سوالات

11.0 تمہید

ہائیڈروجن تمام عناصر میں پہلا عنصر ہے۔اس کی یہ خاصیتیں ہیں۔

جوہر کا عدد 1، جوہر وزن 1.008' الکٹرانی تشکیل $1s^1$ پروٹان کی تعداد (1)'کوئی نیوٹران نہیں ہوتا۔اس عنصر کی خصوصیت یہ ہے کہ وہ کئی اعتبار سے قلوی دھاتوں کی صف میں شامل ہوتا ہے اور بعض خواص کے اعتبار سے ساتویں گروپ میں شامل ہوتا ہے جن کے سبب ہائیڈروجن قلوی دھاتوں کے مماثل عمل کرتی ہے۔اس اکائی میں ہم ہائیڈروجن کے بارے میں تفصیل سے مطالعہ کرینگے۔

11.1 مقاصد

ہم اس اکائی میں طلباء کو دوری جدول میں ہائیڈروجن کے مقام اسکے ہائیڈرائیڈز اور ان کی جماعت بندی کے بارے میں تفصیل سے بتلائینگے۔اسکے علاوہ طلباء کو روانی یانمک نما ہائیڈرائیڈز' شریک گرفتی یا سالمی ہائیڈرائیڈز'دھاتی یا شگافی رخنکی ہائیڈرائیڈز کے بارے میں بھی معلومات دی جائے گی-مزید طلباء کو ہائیڈروجن پر آکسائیڈ اوراسکے بنانے کے طریقے'اسکے کیمیائی خواص'تکسیدی نوعیت'تحویلی نوعیت اور اسکی ساخت کے بارے میں بھی بتلایا جائے گا۔آخر میں طلباء کو پانی کے بھاری پن کے بارے میں بھی معلومات فراہم کی جائے گی۔

11.2 دوری جدول میں ہائیڈروجن کا مقام

ہائیڈروجن تمام عناصر میں پہلا عنصر ہے۔اس کی یہ خاصیتیں حسب ذیل ہیں۔

ہائیڈروجن جوہر کا جوہری عدد 1، جوہر وزن 1.008 اور الکٹرانی تشکیل $1s^1$ ہوتی ہے۔اسمیں پروٹان کی تعداد (1) ہوتی ہے اور کوئی اسمیں کوئی نیوٹران موجود نہیں ہوتا ہے۔اس عنصر کو خصوصیت کے اعتبار سے قلوی دھاتوں کی صف میں شامل کیا جاتا ہے اور بعض خواص کے اعتبار سے ساتویں گروپ میں شامل کیا جاتا ہے جس کے سبب ہائیڈروجن قلوی دھاتوں کی طرح عمل کرتی ہے۔

(i) قلوی دھاتوں کی طرح اس کی الکٹرانی تشکیل $1s^1$ ہے یعنی پہلے خول کے s آربٹل میں صرف ایک الکٹران پایا جاتا ہے (قلوی دھاتیں ns^1)

(ii) قلوی دھاتوں کی طرح اس میں بھی یہ خاصیت ہے کہ وہ اپنا ایک الکٹران $1s^1$ کھوتا ہے اور H^+ رواں میں تبدیل ہوجاتا ہے جیسے قلوی دھاتوں میں $M \longrightarrow M^+ + e^-$ واقع ہوتا ہے۔

(iii) قلوی دھاتوں کی طرح اس کی گرفت بھی (+1) ہوتی ہے جیسے HCl میں H کی گرفت (+1) ہے۔

(iv) قلوی دھاتوں کی طرح یہ قیام پذیر آکسائیڈ H_2O بناتا ہے K, Na قیام پذیر آکسائیڈ جیسے K_2O, Na_2O بناتے ہیں وغیرہ۔بالکل اسی طرح بھاری قلوی دھاتیں پر آکسائیڈ Peroxide جیسے Na_2O_2, K_2O_2 بناتی ہیں ہائیڈروجن بھی H_2O_2 بناتا ہے۔

(v) قلوی دھاتوں کی طرح یہ بھی ایک طاقتور تحویلی عامل ہے۔

(vi) وہ مشاہدات جو ہائیڈروجن کی لونجنی عناصر (Halogens) سے مشابہ بناتے ہیں۔

(vii) لو نجنی عناصر جیسے I_2, Br_2, Cl_2, F_2 کے بیرونی خول پر (7) الکٹران پائے جاتے اور وہ ایک الکٹران حاصل کر کے ہالائیڈ رواں بن جاتے ہیں جن کا ہشتہ (Octet) مکمل ہو جاتا ہے۔

$$X + e^- \longrightarrow X^-$$
$$ns^2\,np^5 \qquad\qquad ns^2\,np^6$$

اسی طرح ہائیڈروجن میں ایک الکٹران حاصل کر کے Duplet مکمل کرنے کا رجحان ہوتا ہے جس سے منفی رواں حاصل ہوتا ہے جس کو ہائیڈرائیڈ H^- رواں کہتے ہیں۔

$$H + e^- \longrightarrow H^-$$
$$1s^1 \qquad\qquad 1s^2$$

(viii) لو نجنی عناصر کی طرح ہائیڈروجن کی روانی قوت بہت بلند ہوتی ہے۔

(ix) لو نجنی عناصر آزادانہ حالت میں دو جوہری سالمات (Diatomic molecules) کی حالت میں رہتے ہیں اسی طرح ہائیڈروجن کی جوہریت (Atomicity) بھی (2) ہے اور وہ H_2 کی حالت میں قیام پذیر ہوتا ہے۔

(x) لو نجنی عناصر کی طرح ہائیڈروجن بھی کاربن کے ساتھ ہائیڈرائیڈ بناتا ہے جیسے C_2H_6, CH_4 وغیرہ۔

ان متضاد خواص کی بنا پر یہ بہت مشکل کام ہے کہ ہائیڈروجن کا خاص مقام متعین کیا جائے اسی وجہ سے اس کو گروپ (قلوی دھاتوں) اور گروپ VII یعنی لو نجنی عناصر کی صف میں رکھا جاتا ہے۔ اسی لیے اس کے مقام کو متعین نہیں کیا جاسکا۔

11.3 ہائیڈرائیڈ اور ان کی جماعت بندی

ہائیڈروجن ایک عامل گیس ہے جو مختلف عناصر سے جن میں دھاتیں بھی شامل ہیں سے تعامل کر کے مرکبات بناتی ہے جن کو ہائیڈرائیڈ (Hydrides) کہتے ہیں جیسے LiH ' NaH' CaH_2' وغیرہ

جماعت بندی (Classification)

ہائیڈرائیڈز کو ان کی خاصیت کے اعتبار سے ذیل کی جماعتوں میں تقسیم کیا جاتا ہے

(1) روانی یا نمک نما ہائیڈرائیڈز (Ionic or Salt like Hydrides)

(2) شریک گرفتی یا سالمی ہائیڈرائیڈز (Covalent or Molecular Hydrides)

(3) دھاتی یا شگافی ہائیڈرائیڈز (Metallic or Interstial Hydrides)

(1) روانی یا نمک نما ہائیڈرائیڈز

ان ہائیڈرائیڈز میں H^-رواں (ہائیڈرائیڈرواں) پایا جاتا ہے اس قسم کے مرکبات ان عناصر کے ساتھ بنتے ہیں جن کی برقی منفیت ہائیڈروجن سے نسبتاً کم ہو اور تعامل کرنے والے عناصر کی برقی مبثیت ہائیڈروجن سے زیادہ ہو۔ دوری جدول میں قلوی دھاتیں (گروپ Iعناصر) اور قلوی زمینی دھاتیں (گروپ IIعناصر) ہی سب سے زیادہ برقی مثبت ہوتی ہیں۔ مثلاً LiH' NaH ' KH' CaH_2 ' وغیرہ۔ ان میں دھاتی جوہر مثبت رواں جیسے Na^+, K^+, Ca^+ اور ہائیڈرائیڈرواں H^- منفی ہوتا ہے۔Be اور Mg اس قسم کے ہائیڈروائیڈز نہیں بناتے۔ یہ بالکل نمک کی طرح ہوتے ہیں اس لیے ان کو Salt Like بھی کہا جاتا ہے۔ یہ قلمی' ٹھوس مرکبات ہیں اور نوعیت کے اعتبار سے روانی ہوتے ہیں ان کے نقطۂ اماعت اور نقطۂ جوش بلند ہوتے ہیں۔ یہ پانی میں حل پذیر ہوتے ہیں۔ ان کے آبی محلول کی برق پاشیدگی کی جاتی ہے۔ جس سے H_2 مثبت برقِرہ (Anode) پر خارج ہوتی ہے۔

ان ہائیڈرائیڈز کو H_2 اور دھات کے ساتھ راست تعامل سے بلند تپش پر یعنی 700^0C سے زیادہ تپش پر تیار کیا جاتا ہے۔

یہ ہائیڈرائیڈ بہترین تحویلی عامل ہوتے ہیں۔ CO کو سوڈیم فارمیٹ میں تبدیل کر دیتے ہیں۔

$$2CO + NaOH \longrightarrow HCOONa$$

یہ اساسی نوعیت کے ہوتے ہیں پانی میں حل ہو کر متعلقہ ہائیڈرآکسائیڈ بناتے ہے۔

$$NaH + H_2O \longrightarrow NaOH + H_2$$

LiH / AlH_3 کے ساتھ تعامل کر کے $LiAlH_4$ بناتے ہیں۔

$$LiH + AlH_3 \longrightarrow LiAlH_4$$

ان ہائیڈرائیڈز کو بطور طاقتور تحویلی عامل استعمال کیا جاتا ہے۔

(2) شریک گرفتی یا سالمی ہائیڈرائیڈز

اس قسم کے ہائیڈرائیڈز ہائیڈروجن اور ان عناصر کے درمیان بنتے ہیں۔ جن کی برقی منفیت کا فرق زیادہ نہ ہو تو وہ ترجیحاً شریک گرفتی بند بناتے ہیں۔ pبلاک کے عناصر H_2 کے ساتھ اپنے الکٹران کا اشتراک کرتے ہیں جس سے شریک گرفتی ہائیڈرائیڈ وقوع پذیر ہوتے ہیں۔ ان مرکبات کی ساخت سالمی ہوتی ہے کیوں کہ انفرادی سالمات ایک دوسرے سے وانڈروال قوتوں کے ذریعہ جڑے ہوئے ہوتے ہیں بعض صورتوں میں ہائیڈروجنی بند بھی واقع ہوتا ہے۔ V ' III' IV اور VI گروپ کے عناصر اس قسم کے مرکبات بناتے ہیں جن کا عمومی ضابطہ $XH_{(8-n)}$ ہوتا ہے جہاں 'n' سے مراد گروپ کا عدد اور X سے مراد گروپ کا عنصر ہے یہ نرم بعض دفعہ دوسالمی، ہمہ سالمی مرکبات ہوتے ہیں۔ ان کے نقطہ اماعت اور نقطہ جوش کم ہوتے ہیں اور پانی میں ناحل پذیر ہوتے ہیں۔ گروپ III میں AlH_3 ہمہ سالمی ہوتا ہے جبکہ B_2H_6 دوسالمی ہوتے ہیں اور یہ مرکبات عموماً قلت الکٹران مرکبات (Electron Deficient) کہلاتے ہیں۔

(3)دھاتی یا شگافی ہائیڈرائیڈز

d بلاک عناصر اور Mg'Be شگافی ہائیڈرائیڈ بناتے ہیں ان ہائیڈرائیڈز کی کثافت اپنے متعلقہ دھاتوں سے کم ہوتی ہے حقیقتاً یہ کوئی تعامل نہیں ہے بلکہ دھاتی قلموں میں ہائیڈروجن جذب ہو جاتی ہے اور انجذاب متعاکس (Reversible) ہوتا ہے ان مرکبات میں دیگر مرکبات کے بر خلاف دھات اور ہائیڈروجن کا تناسب مستقل نہیں ہوتا، اس لیے ان کو غیر تناسبی (Nonstiochiometric) ہائیڈرائیڈ بھی کہا جاتا ہے۔ دراصل H_2 دھات کے قلموں کے درمیانی جگہ کو گھیر لیتی ہے۔ یہ ایک ٹھوس محلول (Solid Solution) ہے۔

11.4 ہائیڈروجن پر آکسائیڈ

11.4.1 ہائیڈروجن پر آکسائیڈ بنانے کے طریقے

یہ ہائیڈروجن کا پر آکسائیڈ ہے اس کو درج ذیل طریقوں سے تیار کیا جاتا ہے۔

1۔ برف سے ٹھنڈا کیے ہوئے ہلکائے سلفیورک ترشہ کو سوڈیم پر آکسائیڈ (Na_2O_2) یا بیریم پر آکسائیڈ (BaO_2) کے درمیان تعامل سے حاصل ہوتا ہے۔

$$Na_2O_2 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O_2$$

اس تعامل میں حاصل ہونے والے Na_2SO_4 کو بطور $Na_2SO_4.10H_2O$ یہ مرکب قلموں کی شکل میں علیحدہ ہو جاتا ہے اور 30٪ H_2O_2 حاصل ہوتا ہے۔

2۔ BaO_2 کو ٹھنڈے پانی میں ملا کر اس کا Paste بنایا جاتا ہے پھر اس کو برف سے ٹھنڈا کیے ہوئے ملکائے سلفیورک ترشے میں آہستہ آہستہ ملایا جاتا ہے جس سے H_2O_2 حاصل ہوتا ہے۔

$$BaO_2 + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + H_2O_2$$

اس آمیزی کو رکھ دیا جاتا ہے جس سے $BaSO_4$ برتن کی تہہ میں جمع ہو جاتا ہے۔ اس کو نتھار کر علاحدہ کر لیا جاتا ہے۔

3۔ سلفیورک ترشہ کے بجائے فاسفورک ترشہ (H_3PO_4) استعمال کیا جا سکتا ہے۔

$$3BaO_2 + 2H_3PO_4 \longrightarrow Ba_3(PO_4)_2 + H_2O_2$$

4۔ برف سے ٹھنڈا کیے ہوئے پانی میں BaO_2 کے Paste پر سے CO_2 کو مسلسل گزارنے سے H_2O_2 حاصل ہوتا ہے۔

$$BaO_2 + CO_2 + H_2O \longrightarrow BaCO_3 + H_2O_2$$

11.4.2 H_2O_2 کے طبعی خواص

(i) تجارتی مرتکز H_2O_2 جس کا ارتکاز 30٪ ہوتا ہے پرہائیڈرال (Perhydrol) کہلاتا ہے۔

(ii) غیر آبیدہ H_2O_2 ایک شربت کے مانند بے رنگ مائع ہے۔ زیادہ مقدار میں نیلے رنگ کا نظر آتا ہے۔

(iii) یہ پانی میں حل پذیر ہے۔

(iv) اس میں طاقتور ہائیڈروجنی بند واقع ہوتا ہے نقطۂ اماعت 0.4^0C اور نقطۂ جوش 152^0C ہوتا ہے۔ اس کی کثافت(1.64 gm/cc) پانی سے زیادہ ہوتی ہے۔ جبکہ یہ ٹھوس حالت میں ہو اور جبکہ تپش(-5^0C)ہو اور مائع حالت میں جبکہ تپش 25^0C پر اس کی کثافت(1.44 gm/cc)ہوتی ہے۔

11.4.3 H_2O_2 کے کیمیائی خواص

H_2O_2 بطور تکسیدی اور تحویلی عامل دونوں طرح عمل کرتا ہے۔

11.4.4 تکسیدی نوعیت(Oxidising Nature)

ہائیڈروجن پر آکسائیڈ جب تکسید عامل کا کام کرتا ہے تو وہ نوزائیدہ آکسیجن(Nascent oxygen) خارج کرتا ہے۔

$$H_2O_2 \longrightarrow H_2O + [O]$$

اس نوزائیدہ آکسیجن کی وجہ سے وہ تکسیدی عامل کا کام انجام دیتا ہے۔

(i) فیرس(Ferrous) نمکوں کو فیرک(Ferric) نمک میں تبدیل کر دیتا ہے۔

$$2FeSO_{4\,(aq)} + 4H_2SO_{4\,(aq)} + H_2O_{2\,(aq)} \longrightarrow Fe_2(SO_4)_{3\,(aq)} + H_2O_{(l)}$$

(ii) PbS کو $PbSO_4$ میں تبدیل کر دیتا ہے۔

$$PbS + 4H_2O_2 \longrightarrow PbSO_4 + 4H_2O$$

(iii) KI سے I_2 آیوڈین خارج ہوتی ہے۔

$$2KI + H_2O_2 \longrightarrow 2KOH + I_2$$

ترشی واسطے میں تعامل اس طرح ہوگا۔

$$2KI_{(aq)} + H_2SO_{4\,(aq)} + H_2O_{2\,(aq)} \longrightarrow K_2SO_{4\,(aq)} + I_{2\,(s)} + 2H_2O_{(l)}$$

(iv) پوٹاشیم فیروسایانائیڈ' پوٹاشیم فیری سای نائیڈ میں تبدیل ہو جاتا ہے۔

$$2K_4[Fe(CN)_6]_{(aq)} + H_2SO_{4\,(aq)} + H_2O_{2\,(aq)} \longrightarrow 2K_3[Fe(CN)_6]_{(aq)} + K_2SO_{4\,(aq)} + H_2O_{(l)}$$

پوٹاشیم فیروسایانائیڈ　　　　پوٹیشیم فیری سایانائیڈ

11.4.5 تحویلی نوعیت (Reducing Nature)

(i) H_2O_2, Br_2, Cl_2 کی موجودگی میں تحویل ہو کر ہائیڈروجن ہالائیڈ میں تبدیل ہو جاتے ہیں۔

$$Cl_{2(g)} + H_2O_{2(aq)} \longrightarrow 2HCl_{(aq)} + O_{2(g)}\uparrow$$

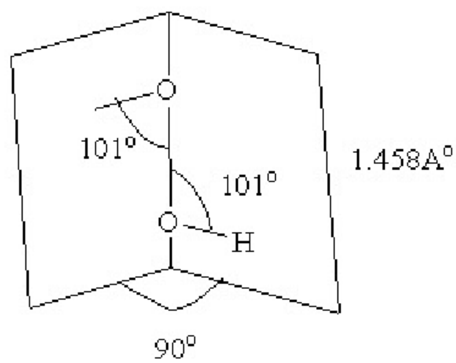
$$Br_{2(g)} + H_2O_{2(aq)} \longrightarrow 2HBr_{(aq)} + O_{2(g)}\uparrow$$

(ii) ترشی پوٹاشیم پرمیگنیٹ کا محلول جس کا رنگ ہنفشی ہوتا ہے۔ بے رنگ ہو جاتا ہے۔

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 5H_2O_2 \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O + 5O_{2(g)}\uparrow$$

11.4.6 H_2O_2 کی ساخت (Structure of H_2O_2)

H_2O_2 کی ساخت کو عام طور پر Open Book Structure کہتے ہیں۔ یہ ایک Non- Planar غیر سطحی سالمہ ہے Dipole اور X-ray کے مطالعہ سے اس نتیجہ پر پہنچا جا سکتا ہے کہ یہ ایک غیر سطحی سالمہ ہے۔ اگر کتاب کو 90^0 درجہ زاویہ میں کھول دیا جائے تو H_2O_2 کے دونوں آکسیجن کتاب کی Spine کے متوازی ہوں گے اور دوہائیڈروجن ہر صفحہ پر ہوں گے۔ ٹھوس H_2O_2 میں OOH 101^0 زاویہ، دو آکسیجن کا فاصلہ $1.45A^0$ اور O-H کا طول بند $0.988A^0$ ہو گا۔



شکل-11.1: H_2O_2 کی ساخت

11.5 پانی کا بھاری پن

پانی ایک عام محلل ہے جس کو یونیورسل سالونٹ (Universal Solvent) کہتے ہیں۔ اس میں ہر شئے کسی نہ کسی حد تک حل ہو جاتی ہیں۔ سب سے خالص بارش کا پانی ہوتا ہے۔ زمین پر آنے تک ان میں گسیس حل ہو جاتی ہیں چونکہ NH_3 بہت زیادہ حل پذیر ہے تو بارش کے پانی میں امونیا حل ہو کر پودوں کے لیے بہترین کھاد کا کام کرتی ہے۔ یہی وجہ ہے کہ بارش میں سرسبزی و شادابی عروج پر ہوتی ہے جب کوئی پانی زمین پر بہتا ہے تو وہ بہت سے نمکیات جذب کر لیتا ہے۔ اسی لیے پانی کی دو قسمیں ہو گئیں۔ ایک وہ پانی جو صابن سے جھاگ پیدا کرتا ہے، ایسے پانی کو نرم پانی (Soft Water) کہتے ہیں۔ دوسرا وہ پانی جس میں صابن کے ساتھ جھاگ پیدا نہیں ہوتے، سخت پانی (Hard Water) کہلاتا ہے۔ پانی کی سختی کی وجہ اس میں پائے جانے والے کیلشیم اور میگنیشم کے ہائی کاربونیٹ کلورائیڈ اور سلفیٹس کی حل شدہ حالت میں موجودگی سے لوہے کے نمک بھی بھاری پن پیدا کرتے ہیں۔ جب بھاری پانی میں صابن ملایا جاتا ہے، تو اس میں بجائے جھاگ کے

ترسیب عمل میں آتی ہے، جس سے صابن ضائع ہو جاتا ہے۔ صابن دراصل Palmitic Acid یا Oleic Acid کا سوڈیم نمک ہے۔ یہ سخت پانی سے تعامل کر کے کیلشیم یا میگنیشیم کے ناحل پذیر رسوب میں تبدیل ہو جاتا ہے۔

$$2\ C_{17}H_{35}COONa_{(aq)} + M^{++}_{(aq)} \longrightarrow (C_{17}H_{35}COO)_2M \downarrow + Na^{+}_{(aq)}$$

$$\text{Where } M^{++} = Ca^{++} \text{ or } Mg^{++}$$

اس لیے یہ کپڑے دھونے کے لیے موزوں نہیں ہوتا۔

پانی کے بھاری پن کی دو قسمیں ہیں:

1۔ عارضی بھاری پن (Temporary Hardeness)

2۔ مستقل بھاری پن (Permanent Hardness)

عارضی بھاری پن : پانی میں عارضی بھاری پن اسمیں موجود حل شدہ کیلثم یا میگنیشیم کے بائی کاربونیٹس کی وجہ سے پیدا ہوتی ہے۔

مستقل بھاری پن : پانی میں مستقل بھاری پن اسمیں موجود کیلثم یا میگنیشیم کیے نمکیات کی اعلی ارتکاز کی پیدا ہوتا ہے۔

پانی کے عارضی بھاری پن کو دور کرنے کے طریقے

1۔ **پانی کو جوش دے کرکے:** پانی کے بھاری پن کو وقتیہ طوپر پانی کو جوش دے کر کے دور کیا جاسکتا ہے۔ اس عمل میں حل پذیر بائی کاربونیٹس ناحل پزیر کاربونیٹس میں تبدیل ہوتے ہیں جنکو فلٹریشن کے ذریعہ علحیدہ کیا جاتا ہے۔

Reactions: $Ca(HCO_3)_2 \rightarrow \Delta CaIo_3\downarrow + H_2O + CO_2$

$\Rightarrow Mg(HCO_3)_2 \rightarrow \Delta MgCO_3\downarrow + H_2O + CO_2$

2۔ کلارک کا طریقہ :

کیلشیم ہائیڈروآکسائیڈ کو کلارکس متعمل (Clarks Reagent) کے نام سے جانا جاتا ہے۔ عارضی بھاری پن والے پانی کے نمونے میں درکار مقدار میں کلارکس متعمل کو ملایا جاتا ہے۔ کیلشیم ہائیڈروآکسائیڈ کو ملاتے وقت یہ احتیاط رکھے کی اس کی زاید مقدار نہ مل جایے کیونکہ، اس سے پانی کا عارضہ بھاری پن تو دور ہو جاتا ہے، لکین مستقل بھاری پن پیدا ہو جاتا ہے۔ اس طریقے میں بائی کاربونیٹس' کاربونیٹس میں تبدیل ہوتے ہیں۔ جس کو مندرجہ ذیل مساوات سے ظاہر کیا گیا ہے۔

Reaction: $Ca(OH)_2 + Ca(HCO_3)_2$

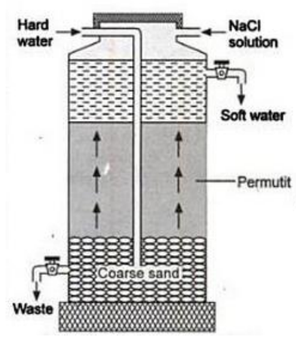
پانی کا مستقل بھاری پن (Permanent hardness of water)

پانی کا مستقل بھاری پن، کیلشیم و میگنیشم کے کلورائیڈ، و سلفیٹس کی وجہ سے واقع ہوتا ہے۔

اس قسم کے بھاری پن کو صرف جوش دیے کر آسانی سے دور نہیں کیا جاسکتا کیونکہ پانی کو جوش دینے پر اس میں موجود نمکوں کی تحلیل نہیں ہوتی ہے۔

پر میوٹیٹ طریقہ

پر میوٹیٹ (Permutit) ایک مصنوعی زیولائیٹ (Zeolite) ہے۔ کیمیائی طور پر یہ سوڈیم الومینیم آرتھو سلیکیٹ ہوتا ہے، جس کا کیمیائی ضابطہ $Na_2Al_2SiO_8.xH_2O$ ہے۔ یہ سوڈیم کاربونیٹ' الیومینا اور سیلیکا کو مجموعی طور پر پگھلانے سے حاصل ہوتا ہے۔۔
Ca^{+2} اور Mg^{+2} رواں جو کہ پانی کے بھاری پن کے لیے ذمدار ہوتے ہیں، کو سوڈیم رواں سے تبدیل کیا جاتا ہے۔ جو کہ بھاری پن کو کم کرتے ہیں۔ اس طرح پانی ہلکا ہو جاتا ہے۔
ہلکا پانی بیرونی نلی (Outlet) کے ذریعہ باہر جمع کیا جاتا ہے۔ (شکل- 11.1)۔ پانی کو ہلکا بنانے کے دوران وقوع پذیر تعملات حسب ذیل ہیں۔



شکل-11.1 : پر میوٹیٹ طریقہ

$$(1)\quad Na_2Al_2Si_2O_8.xH_2O + Ca^{2+}_{(aq)} \longrightarrow Na_2Al_2Si_2O_8.xH_2O_{(s)}\downarrow + Na^{2+}_{(aq)}$$

$$(2)\quad Na_2Al_2Si_2O_8.xH_2O + Mg^{2+}_{(aq)} \longrightarrow MgAl_2Si_2O_8.xH_2O_{(s)}\downarrow + Na^{2+}_{(aq)}$$

کچھ عرصہ بعد سوڈیم رواں (Na^+) جو پر میوٹیٹ میں پائے جاتے ہیں' Ca^{+2} یا Mg^{+2} سے بدل دیئے جاتے ہیں۔ تب پر میوٹیٹ مکمل طور پر Exhaust ہو جاتا ہے۔ استعمال شدہ پر میوٹیٹ کے بعد ازاں استعمال کیلیئے اس کا احیاء یا Regeneration کیا جاسکتا ہے۔

اس کو 10٪ برائین محلول (NaCl محلول) میں ڈوبا کر بننے والے کیلشیم اور میگنیشیم کے کلورائیڈز کو دھویا جاتا ہے۔ استعمال شدہ پر میوٹیٹ کے احیاء کے دوران حسب ذیل کیمیائی تعاملات واقع ہوتے ہیں۔

$$\left\{\begin{matrix} CaAl_2Si_2O_8.xH_2O_{(s)}\downarrow \\ MgAl_2Si_2O_8.xH_2O_{(s)}\downarrow \end{matrix}\right\} + 2Na^{+}_{(aq)} \longrightarrow Na_2Al_2Si_2O_8.xH_2O + \left\{\begin{matrix} Ca^{+2}_{(aq)} \\ or \\ Mg^{+2}_{(aq)} \end{matrix}\right\}$$

اس طریقہ میں استعمال شدہ پرمیوٹیٹ کا احیاء کیا جاسکتا ہے اور پانی کو ہلکا بنانے کیلیئے دوبارہ استعمال کیا جاسکتا ہے۔

b) ۔ کیلگن طریقہ (Calgon Process)

۔ کیلگن اصل میں سودیم ہیگزا میٹا فاسفیٹ' $Na_2[Na_4(PO_3)_6]$ یا $[NaPO_3]_6$ ہے۔ یہ پانی سے Ca^{+2} یا Mg^{+2} کو ان کے نمکوں کی ترسیب کے ذریعہ Ca^{+2} یا Mg^{+2} نمک بنا کر دور نہیں کرتا، لیکن وہ یا تو سطحی انجذاب (Adsorption) کے ذریعہ یا پیچیدہ نمک (Complex Salt) بناتے ہوئے پانی سے دور کئے جاتے ہیں۔ ان دونوں میں سے کسی ایک طریقہ کے ذریعہ پانی کا بھاری پن دور ہو جاتا ہے۔

$$Na_6P_6O_{18} \longrightarrow 2Na^{+} + Na_4P_6O_{18}^{\,2-}$$

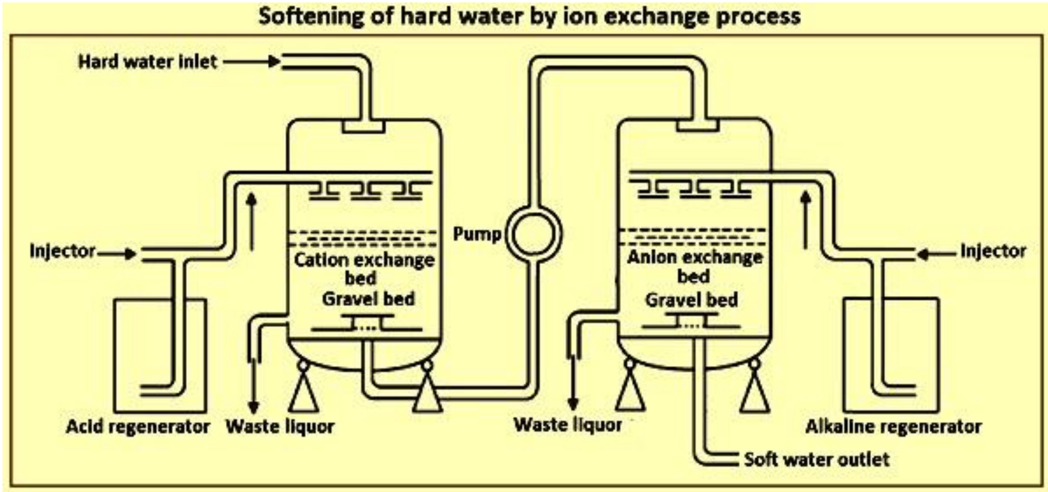
M= Ca, Mg

$$M^{2+} + Na_4P_6O_{18}^{\,2-} \longrightarrow [MNa_2P_6O_{18}]^{2-} + 2Na^{+}$$

c)۔ رواں بدلی طریقہ (Ion exchange Method)

دور حاضر میں پانی سے تمام نمکوں کو دور کرنے کیلیئے موزوں Ion Exchange Resins فروغ دیئے گیئے ہیں۔ اس طرح ڈی ایونیئزڈ پانی (Deionized Water) حاصل ہوتا ہے۔ یہ پانیٔ تجربہ خانے کے اغراض کیلیئے اور صنعت میں استعمال کیا جا سکتا ہے۔ پانی کا یہ ڈی ایونیئزیشن کا عمل حسب ذیل مرحلہ میں ظاہر کیا جاتا ہے۔

پہلا مرحلہ : Cation Exchange Resin جو کہ COOH فعلی گروپ رکھنے والے بڑے سالمات پر مشتمل ہوتا ہے۔ اس Resin سے بھرے ہوئے ٹینک سے بھاری پانی گزارا جاتا ہے۔ Ca^{+2} اور Mg^{+2} رواں اور کوئی دیگر مثبت رواں جو پانی کے نمونے میں پائے جاتے ہیں Resin کے H^{+} رواں سے بدل دیئے جاتے ہیں۔ (شکل- 11.2)



شکل-11.2: رواں بدلی طریقہ (Ion exchange Method)

$$2RCOOH + Ca^{2+} \longrightarrow (RCOO)_2Ca + 2H^+_{(aq)}$$

Resin بھاری پانی Resinکا انجذاب

دوسرا مرحلہ: Anion Exchange Resin : اس مرحلہ میں بھاری پانی کو Anion Exchange Resin ' سے بھرے ہوئے ٹینک میں سے پانی گذارا جاتا ہے' جہاں پانی میں پائے جانے والے 'anion' ریسن کے OH^- رواں سے تبدیل ہو جاتے ہیں۔ Anion Exchange Resin ' بہت بڑے نامیاتی سالمات ہوتے ہیں' جن کے ساتھ اساسی گروپ (OH^-) منسلک رہتا ہے۔ حسب ذیل طور پر ان تعاملات کو ظاہر کیا جاسکتا ہے۔

$$(RNH_3)^+OH^- + Cl^- \longrightarrow (RNH_3) + Cl^- + (OH)^-$$
$$2(RNH_3)^+OH^- + SO_4^{2-} \longrightarrow (RNH_3)_2^{++}(SO_4)^{--} + 2OH^-$$
$$(RNH_3)^+OH^- + Cl^- \longrightarrow (RNH_3) + Cl^- + (OH)^-$$

$$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$$

مرحلہ I سے (آزاد شدہ) مرحلہ II سے (آزاد شدہ)

کشیدہ پانی(Distilled Water) بجائے (Deionized Water) استعمال کیا جاسکتا ہے۔Cation Exchange Resin' کا احیاء(Revival) یا(Regeneration) اس میں معتدل مرتکز سلفیورک ترشہ کے محلول کو گذار کر کیا جاسکتا ہے۔ Anion Exchange Resinکا کا احیاء اس میں معتدل مرتکز کاسٹک سوڈا یا سوڈیم کاربونیٹ کے محلول سے تعامل کے ذریعہ کیا جاسکتا ہے۔

اس طرح اس عمل سے حاصل شدہ پانی کو نرم پانی کہتے ہے۔

11.6 اکتسابی نتائج

اس اکائیکو پڑھنے کے بعد طلباء اس قابل ہو گئے کے وہ دوری جدول میں ہائیڈروجن کے مقام اسکے ہائیڈرائیڈز اور ان کی جماعت بندی کے بارے میں تفصیل سے معلومات حاصل کی۔۔ اسکے علاوہ طلباء نے روانی یا نمک نما ہائیڈرائیڈز 'شریک گرفتی یا سالمی ہائیڈرائیڈز' دھاتی یا شگافی رخنکی ہائیڈرائیڈز کے بارے میں بھی معلومات لی-مزید طلباء نے ہائیڈروجن پر آکسائیڈ اور ہائیڈرو جن پر آکسائیڈ کے بنانے کے طریقے' اسکے کیمیائی خواص 'تکسیدی نوعیت 'تحویلی نوعیت اور اسکی ساخت کے بارے میں بھی تفصیلی مطالعہ کیا۔ آخر میں طلباء نے پانی کے بھاری پن کے بارے میں بھی معلومات حاصل کی۔

11.7 کلیدی الفاظ

1۔ہائیڈرائیڈ	:	وہ مرکبات ہیں جن میں ہائیڈروجن دھات اور ادھات کے ساتھ تعامل کر کے بناتی ہے۔
5۔پانی کی سختی	:	پانی کی سختی پانی میں موجود کیلشیم اور میگنیشیم کے بائی کاربونیٹ اور سلفیٹ کی موجودگی کی وجہ سے ہوتی ہے۔

11.8 نمونہ امتحانی سوالات

مفروضی جوابات کے حامل سوالات

1۔ ہائیڈروجن میں الکٹران 'پروٹان اور نیوٹران میں سے کون غیر موجود ہوتا ہے۔۔

2۔ ہائیڈروجن کی الکٹرانی تشکیل میں پہلے خول کے s آربٹل میں کتنے الکٹران پایے جاتے ہے۔

3۔ ہائیڈروجن جو کہ ایک عامل گیس ہے یہ مختلف دھاتوں سے مل کر کیا بناتی ہے۔؟

4۔ شریک گرفتی یا سالمی ہائیڈرائیڈز کن عناصر کے درمیان بنتے ہیں۔؟

5۔ ہائیڈروجن پر آکسائیڈ جب تکسید عامل کے طور پر کام کرتا ہے، تو کیا خارج ہوتی ہے ؟

6۔ جب ہائیڈروجن پر آکسائیڈ KI سے تعامل کرے گا، تو کونسی گیس خارج ہوتی ہے ؟

مختصر جوابات کے حامل سوالات

1۔ روانی یا نمک نما ہائیڈرائیڈز پر مختصر نوٹ لکھیے۔

2۔ دھاتی یا شگافی ہائیڈرائیڈز کس طرح بنتے ہیں۔

3۔ ہائیڈروجن پر آکسائیڈ بنانے کے تین طریقوں کو بیان کیجیے۔

4 ۔ H_2O_2 کے کیمیائی خواص کو بیان کیجیے۔

طویل جوابات کے حامل سوالات

1۔ دوری جدول میں ہائیڈروجن کے مقام کو تفصیل سے بیان کیجیے۔

2۔ ہائیڈرائیڈ اور ان کی جماعت بندی پر نوٹ لکھیے۔

3۔ بھاری پن سے کیا مراد ہے۔ تفصیل سے بیان کیجیے۔

اکائی- 12: سوڈیم اور کیلشیم کے مرکبات

(Unit-12: Compounds of Sodium and Calcium)

اکائی کے اجزا

12.0 تمہید

12.1 مقاصد.

12.2 سوڈیم ہائیڈروآکسائیڈ (کاسٹک سوڈا)

12.3 سوڈیم کاربونیٹ کی صنعتی پیمانے پر تیاری

12.4 کیلشیم آکسائیڈ (بنا بجھا چونا)

12.5 پلاسٹر آف پیرس (کیلشیم سلفیٹ ہیمی ہائیڈریٹ)

12.6 کلیدی الفاظ

12.7 نمونہ امتحانی سوالات

12.0 تمہید

سوڈیم اور کیلیسم دوری جدول کے مطابق IAاور II A گروپ کے ارکان ہیں۔ یہ عناصر بہت زیادہ عامل ہیں اس لیے بہت سے مرکب بنانے کی صلاحیت رکھتے ہیں۔ مثال کے طور پر، سوڈیم کے مرکبات NaOH اور Na_2CO_3 ۔ جبکہ کیلیسم کے مرکبات Cao, $Ca(OH)_2$, اور $CaCO_3$ وغیرہ۔

سوڈیم ہائیڈرواکسائیڈ: جس کو عام طور پر کاسٹک سوڈا بھی کہتے ہیں اس کا ضابطہ NaOH ہے۔ سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ کو صنعتی پیمانہ پر سوڈیم کلورائیڈ کے آبی محلول جس کو برائن (Brine) کہتے ہیں، سے تیار کیا جاتا ہے۔ سوڈیم کاربونیٹ کو صنعتی پیمانے پر سالوے کا طریقہ یا امونیا سوڈا کا طریقہ سے تیار کیا جاتا ہے۔

کیلشیم آکسائیڈ : اس کو عام طور پر ان بجھا چونا کہتے ہیں۔ اس کا ضابطہ CaO ہے۔ اس مرکب کو چونے کے پتھر ($CaCO_3$) کو ایک مخصوص بھٹی Rotary Kiln میں 1070-1270K تک گرم کیا جاتا ہے۔

پلاسٹر آف پیرس : اس مرکب کو عام زبان میں پلاسٹر آف پیرس کہا جاتا ہے ۔ اس مرکب کا کیمیائی نام کیلشیم سلفیٹ ہیمی ہائیڈریٹ (Calcium Sulphate Hemi Hydrate) ہے۔ اس کا ضابطہ $CaSO_4.1/2\ H_2O$ ہے۔

12.1 مقاصد

اس اکائی میں طلباء کو سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ یا(کاسٹک سوڈا) 'سوڈیم کاربونیٹ کی صنعتی پیمانے پر تیاری اور کیلشیم آکسائیڈ یا(ان بجھا چونا) کے بارے مین تفصیل سے بتلایا جاے گا۔ مزید آخر مین طلباء کو پلاسٹر آف پیرس کے بارے میں بھی معلومات فراہم کی جاے گی۔

12.2 سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ یا کاسٹک سوڈا

سوڈیم ہائیڈرو اکسائیڈ جس کو عام طور پر کاسٹک سوڈا بھی کہتے ہیں۔ اس کا ضابطہ NaOH ہے۔

NaOH کی صنعتی پیمانہ پر تیاری

سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ کو صنعتی پیمانہ پر سوڈیم کلورائیڈ کے آبی محلول جس کو برائن(Brine) کہتے ہیں۔ اس محلول کی برق پاشید گی کرکے NaCl تیار کیا جاتا ہے۔ اس کے مختلف طریقے ہیں۔ اس میں ہم ایک طریقہ پر بحث کریں گے جو کیا سٹنر کلنر طریقہ (Castner-Kellner Method) یا مرکیوری کیا تھوڈ طریقہ(Mercury Cathode Method) کہلاتا ہیں۔ یہ ایک برق رشید گی کا طریقہ ہے اس طریقہ میں ایک مخصوص برقی خانہ(Electrolyte Cell) استعمال کیا جاتا ہے۔

برقی خانے کی تفصیل: یہ ایک مستطیل نما لوہے کا Tank ہوتا ہے۔ جس کو تین حصوں میں تقسیم کیا جاتا ہے اس کے لیے معلق سلیٹ کے تقسیم کنندہ(Partition) استعمال کیے جاتے ہیں۔ یہ پارٹیشن اوپر معلق لٹکے ہوئے ہوتے ہیں لیکن تہہ تک نہیں پہنچتے۔ خانے کی نچلی تہہ میں پارا(Mercury) موجود ہوتا ہے۔ Tank کے نچلے حصہ میں ایک پہیہ ہوتا ہے جسے ضرورت کے وقت خانے کو ایک طرف کیا جاسکتا ہے۔ درمیانی حصہ میں برائن کا ہلکا یا محلول یعنی سوڈیم کلورائیڈ کا آبی محلول بھر دیا جاتا ہے۔ دو گرافائیٹ کی سلاخیں Anode کا کام کرتی ہیں اور جبکہ لوہے کے سلاخوں کا ایک گچھا Cathode کا کام کرتا ہے۔ پارہ کا برقیرہ بیرونی حصوں میں بطور منفی برقیرہ(Cathode) اور درمیانی حصہ میں بطور مثبت برقیرہ(Anode) کام کرتا ہے برقی رو گزارنے پر حسب ذیل تعاملات واقع ہوتے ہیں۔

(i) بیرونی حصہ میں واقع ہونے والے تعاملات

$$2\text{NaCl} \longrightarrow 2\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$$ (روانیت)

(ii) گریفائیٹ برقیرہ پر تعامل

$$2\text{Cl}^- \longrightarrow \text{Cl}_2 + 2e^-$$ (تکسید)

(iii) مرکیوری Cathode پر تعامل

$$\text{Hg} + 2\text{Na}^+ + 2e^- \longrightarrow 2\text{Na}_2\text{Hg}$$

(iv) درمیانی حصہ میں تعامل (یہاں مرکیوری بطور درمیانی Cathode کے عمل کررہا ہے)

$$\text{Na}_2\text{Hg} - 2e^- \longrightarrow 2\text{Na}^+ + \text{Hg}$$

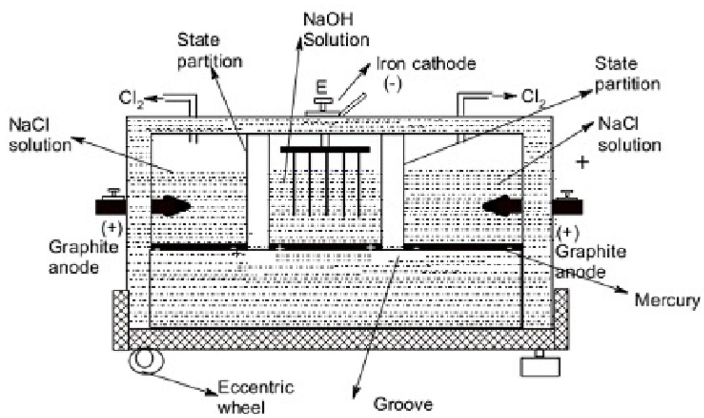
Anode پر تعامل (مرکیوری بطور درمیانی الکٹروڈ عمل کرتا ہے)

Cathode پر تعامل

$$2H_2O + 2\bar{e} \longrightarrow H_2 + 2\bar{O}H$$

$$2\overset{+}{Na} + 2\bar{O}H \longrightarrow 2NaOH$$

Anode پر کلورین خارج ہوتی ہے۔ اس کو ایک علاحدہ سوراخ کے ذریعہ جمع کر لیا جاتا ہے مرکیوری جو خانے کے تہہ میں ہوتی ہے وہ بیرونی حصے میں Cathode اور درمیانی حصہ میں Anode کا کام کرتی ہے۔ Na^+ رواں مرکیوری الکٹروڈ پر تحویل ہو کر Na دھات میں تبدیل ہو جاتی ہے یہ دھات پارہ کے ساتھ مل کر سوڈیم کا ملغم (Amalgam) بناتی ہے اس ملغم کو درمیان حصے میں نیچے موجود پہیے کی مدد سے پہنچا دیا جاتا ہے۔ درمیانی حصہ میں Anode' Hg کا کام کرتا ہے اور اس میں موجود کی سے تعامل کر کے سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ بناتا ہے جب NaOH کا ارتکاز کم از کم 20٪ ہو جاتا ہے تو اس کو درمیانی کمپارٹمنٹ سے نکال لیا جاتا ہے اس کو لوہے کے برتنوں میں -500 600^0C تک گرم کر کے مرتکز بنایا جاتا ہے۔ اس کو ٹھنڈا کرنے کے بعد Pellets کی شکل مین حاصل ہوتے ہیں ہے اس خانے کی خصوصیت یہ ہے کہ اس میں NaOH مسلسل تیار کیا جاسکتا ہے۔



شکل-12.1: کیاسٹز کلیز خانہ

NaOH کے طبعی خواص

یہ ٹھوس مرکب ہے جو نمگیر (Hygroscopic) خاصیت رکھتا ہے یہ پانی میں حل پذیر ہے اور حل ہونے کے دوران حرارت خارج کرتا ہے جو کہ ایک حرارت زا (Exothermic) عمل ہے پانی میں حل ہو کر ایک طاقتور قلیا اساس تیار کرتا ہے۔ اس کا آبی محلول صابن کی طرح پھسلتا ہے اس کا مرتکز محلول جلد (Skin) کے لیے نقصاندہ ہوتا ہے جلد کی بافتوں اور اس کے پروٹین کو گلا دیتا ہے اس خاصیت کی وجہ سے اس کو کاسٹک سوڈا (Caustic soda) کے نام سے جانا جاتا ہے۔ یہ فضاء کی CO_2 کو جذب کر کے Na_2CO_3 بناتا ہے

NaOH کی کیمیائی خواص

1۔ ترشوں کے ساتھ تعامل

یہ ایک طاقتور اساس ہے اور تمام ترشوں کی تعدیل کرکے نمک (Salt) بناتا ہے۔

$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$$

$$2NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

2۔ Zn اور Al اس میں حل ہو کر پیچیدہ نمک بناتے ہیں۔

$$Zn + 2NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$$

سوڈیم زنکیٹ

$$2Al + 6NaOH \longrightarrow 2NaAlO_3 + H_2$$

سوڈیم میٹا الومینیٹ

3۔ فلورین F_2 کے ساتھ تعامل

اس کے ہلکائے محلول سے فلورین گزاری جاتی ہے تو آکسیجن ڈائی فلورائیڈ حاصل ہوتا ہے۔ جبکہ مرتکز NaOH کے ساتھ فلورین تعامل کرکے O_2 خارج کرتی ہے۔

$$4NaOH + 2F_2 \longrightarrow 4NaF + 2H_2O + O_2\uparrow$$

4۔ دیگر لونجنی عناصر کے ساتھ NaOH کا تعامل حسب ذیل ہے۔

(i) ٹھنڈا یا ہلکا NaOH تعامل کرکے سوڈیم ہائپوہالائیٹ (Sodium Hypohalite) بناتا ہے۔

$$2NaOH + X_2 \longrightarrow NaX + NaOX + H_2O$$

$(X = Cl_2, Br_2, I_2)$ سوڈیم ہائپو کلورائیڈ

(ii) گرم مرتکز NaOH تعامل کرکے سوڈیم ہلیٹ $(X = Cl_2, Br_2, I_2)$ بناتا ہے۔

$$6NaOH + 3X_2 \longrightarrow 5NaX + 5NaXO_3 + 3H_2O$$

سوڈیم ہالیٹ

5۔ گندھک (Sulphur) کے ساتھ تعامل کرکے سوڈیم تھایو سلفیٹ، سوڈیم سلفائیڈ یا سوڈیم پالی سلفائیڈ بناتا ہے۔ حاصلات کا انحصار سلفر کی مقدار پر منحصر ہے۔

$$6NaOH + 4S \longrightarrow Na_2S_2O_3 + Na_2S + 3H_2O$$

سوڈیم تھایو سلفائیٹ سوڈیم سلفائیڈ

$$6NaOH + 12S \longrightarrow Na_2S_2O_3 + Na_2S_5 + 3H_2O$$

سوڈیم پالی سلفائیڈ

6۔ Si کو مرتکز NaOH کے ساتھ گرم کرنے پر سوڈیم سلیکیٹ حاصل ہوتا ہے۔

$$2NaOH + Si + H_2O \longrightarrow Na_2SiO_3 + H_2$$

سوڈیم سلیکیٹ

7۔ ریت (SiO_2) کے ساتھ تعامل کر کے سوڈیم سلیکیٹ بناتی ہے۔

$$2NaOH + SiO_2 \longrightarrow Na_2SiO_3 + H_2O$$

8۔ امونیم کلورائیڈ (NH_4Cl) کے ساتھ تعامل کر کے NH_3 خارج کرتی ہے۔

$$NaOH + NH_4Cl \longrightarrow NaCl + H_2O + NH_3$$

یہ تعامل NH_4^+ رواں کی پہچان کے لیے استعمال کیا جاتا ہے۔

NaOH کے استعمالات

NaOH کے حسب ذیل استعمالات ہیں۔

(i) صابن سازی کی صنعت میں مستعمل ہے۔

(ii) نامیاتی لونی اشیاء (Organic Colouring Matters) کی تیاری میں استعمال ہوتا ہے۔

(iii) پٹرولیم صنعت (Petroleum Industry) میں۔

(iv) سلیکیٹ گلاس کی تالیف میں۔

(v) تجربہ گاہ میں بطور متعامل (Reagent)۔

12.3 سوڈیم کاربونیٹ کی صنعتی پیمانے پر تیاری

سالوے کا طریقہ یا امونیا سوڈا کا طریقہ (Ammonia Soda or Salvay Process)

اس طریقہ کو بلجیم Belzium نام کے سائنس داں سالوے (Salvay) نے ایجاد کیا یہ مقبول طریقہ ہے جس میں کم لاگت میں سوڈیم کاربونیٹ حاصل کیا جاتا ہے۔

اصول

اس طریقہ میں برائن محلول (NaCl کا آبی محلول) سے امونیا اس حد تک گزری جاتی ہے کہ برائن امونیا گیس سے سیر شدہ ہو جاتا ہے۔ پھر اس محلول میں CO_2 گیس گزاری جاتی ہے جس کے بعد مختلف تعاملات واقع ہوتے ہیں پہلے سوڈیم بائی کاربونیٹ حاصل ہوتا ہے

۔اس کو قلمی شکل میں علاحدہ کر لیا جاتا ہے اس $NaHCO_3$ کی قلموں کو گرم کرنے پر سوڈیم کاربونیٹ Na_2CO_3 حاصل ہوتا ہے حسب ذیل تعاملات واقع ہوتے ہیں۔

$$H_2O + CO_2 + NH_3 \longrightarrow \overset{+}{NH_4} + H\overset{-}{C}O_3$$

$$\overset{+}{Na} + H\overset{-}{C}HO_3 \longrightarrow NaHCHO_3$$

$$2\,NaHCHO_3 \xrightarrow{\triangle} Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$$

طریقہ عمل

اس کی تیاری میں حسب ذیل پانچ اقدامات کیے جاتے ہیں۔

پہلا مرحلہ: برائن کو امونیا(NH_3) گیس سے سیر شدہ کرنا

یہ عمل Ammonia Saturation Tower یا صرف (Saturation Tower) میں واقع ہوتا ہے اس Tower کو برائن سے بھر دیا جاتا ہے اور اس میں امونیا گیس اور CO_2 کے آمیزہ کو اس سے گزارا جاتا ہے یہاں تک کہ برائن سیر شدہ ہو جائے۔ Mg،Ca اور Fe کے نمک جو بطور لوث موجود ہوتے ہیں اس عمل سے بطور کاربونیٹ ترسیب پاتے ہیں۔

$$2NH_3 + H_2O + CO_2 \longrightarrow (NH_4)_2CO_3$$

$$MgCl_2 + (NH_4)_2CO_3 \longrightarrow MgCO_3 + 2NH_4Cl$$

تمام حرسیبات کو فلٹر پیپر کی مدد سے علاحدہ کر لیا جاتا ہے اور صاف شفاف امونیم کاربونیٹ کا محلول علاحدہ کر لیا جاتا ہے۔ ٹھنڈا ہونے پر دوسرے مینار، جس کو Carbonation Tower کہتے ہیں، سے گزارا جاتا ہے۔

دوسرا مرحلہ

کاربونیشن کا عمل (Carbonation Process) اس مینار میں مسام دار تختیاں ہوتی ہیں جو ایک دوسرے پر جڑی ہوتی ہیں۔امونیا ملی ہوئی برائن کو اوپری نصف حصے سے نیچے پہنچایا جاتا ہے۔ جبکہ نچلے حصہ سے CO_2 گزاری جاتی ہے جو اوپر کی طرف جاتی ہے یہ گیس مسامدار تختیوں پر برائن سے ترکیب کھاتی ہے اور سوڈیم بائی کاربونیٹ حاصل ہوتا ہے جس کو علاحدہ کر لیا جاتا ہے۔

تیسرا مرحلہ: فلٹر کرنا (Filtration)

مرحلہ 2 سے حاصل ہونے والے گاڑھے محلول کو ایک خاص فلٹر نظام (Rotary Vacuum Filter) یعنی گھومتے ہوئے خلائی فلٹر سے گزارہ جاتا ہے۔ خالص محلول جو شفاف ہوتا ہے' اس دوسرے مینار کو Ammonia Recovery Tower کہتے ہیں سے گزارا جاتا ہے۔

مرحلہ چہارم : Ammonia Recovery

تیسرے مرحلے سے حاصل ہونے والے محلول کو اس مینار کے اوپر کی جانب سے بہایا جاتا ہے اس مینار کو Ammonia Recovery Tower کہتے ہیں۔اس میں اوپر سے آنے والے محلول کو Milk of Lime کے ساتھ ملایا جاتا ہے۔اس کی نچلی جانب سے اسی وقت نیچے سے بھاپ کو اوپر پمپ کیا جاتا ہے۔ ذیل کے تعاملات کے بعد NH_3 خارج ہوتی ہے جس کو راست Ammonia Saturated Tower میں بھیج دیا جاتا ہے۔

$$NH_4HCO_3 \longrightarrow NH_3 + H_2O + CO_2$$

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCl_2 + 2H_2O + 2NH_3$$

پانچواں مرحلہ: سوڈیم بائی کاربونیٹ پر حرارتی عمل (Thermal Treatment of Sodium Bicarbonate)

مرحلہ 3 سے حاصل ہونے والے سوڈیم بائی کاربونیٹ کو مخصوص طور پر بنائے گئے استوانہ میں گرم کیا جاتا ہے سوڈیم کاربونیٹ اور CO_2 حاصل ہوتی ہے۔

$$NH_4HCO_3 \xrightarrow{\triangle} Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$$

طبعی خصوصیات

(i) یہ ایک قلمی سفید ٹھوس مرکب ہے۔

(ii) اس کا صحیح ضابطہ $Na_2CO_3.10\ H_2O$ ہے اس کو کھلی فضا میں رکھنے پر یہ اپنے پانی کے سالمات کو کھو دیتا ہے اور غیر آبیدہ مرکب میں تبدیل ہو جاتا ہے۔

$$Na_2CO_3.10H_2O \longrightarrow Na_2CO_3.7H_2O \longrightarrow Na_2CO_3.H_2O$$

(iii) اس کا نقطہ اماعت 852^0C ہے۔

کیمیائی خواص

1۔ ترشوں کے ساتھ تعامل: Na_2CO_3 قلوی تاسیر رکھتا ہے یہ تمام ترشوں کی تعدیل کر دیتا ہے اور CO_2 خارج ہوتی ہے۔

$$Na_2HCO_3. + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2\uparrow$$

$$Na_2HCO_3. + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O + CO_2\uparrow$$

2۔ گندھک (سلفر) اور سلفر ڈائی آکسائیڈ کے ساتھ تعامل

سوڈیم کاربونیٹ سلفر ڈائی آکسائیڈ کے ساتھ تعامل کر کے سوڈیم تھایو سلفیٹ اور سلفر کے ساتھ تعامل کر کے سوڈیم سلفیٹ بناتا ہے۔

$$Na_2CO_3. + SO_2 \longrightarrow Na_2SO_3 + CO_2\uparrow$$

$$Na_2SO_3. + S \longrightarrow Na_2S_2O_3$$

3۔ CO_2 کے ساتھ تعامل

جب Na_2CO_3 کے آبی محلول سے CO_2 گزاری جاتی ہے تو سوڈیم بائی کاربونیٹ (یا سوڈیم ہائیڈروجن کاربونیٹ) حاصل ہوتا ہے۔

$$Na_2HCO_3 + CO_2 + H_2O \longrightarrow 2NaHCO_3$$

4۔ Silica (SiO_2) کے ساتھ گرم کرنے پر سوڈیم سلیکیٹ (Na_2SiO_3) حاصل ہوتا ہے۔

$$Na_2CO_3 + SiO_2 \xrightarrow{\triangle} Na_2SiO_3 + CO_2\uparrow$$

5۔ میگنیشیم کلورائیڈ اور زنک سلفیٹ سے تعامل کر کے دھاتوں کے ناحل پذیر کاربونیٹ بناتا ہے۔

$$MgCl_2 + Na_2CO_3 \longrightarrow MgCO_3\downarrow + 2NaCl$$

$$ZnSO_4 + Na_2CO_3 \longrightarrow ZnCO_3\downarrow + 2Na_2SO_4$$

سوڈیم کاربونیٹ کے استعمالات (Uses of Sodium Carbonate)

(i) پانی کے بھاری پن کو دور کرنے کے لیے استعمال ہوتا ہے۔

(ii) پٹرولیم انڈسٹری (Petroleum Industry) میں استعمال ہوتا ہے۔

(iii) بطور کپڑے دھونے کے سوڈے کی طرح استعمال ہوتا ہے۔

(iv) تجربہ گاہ میں بطور متعامل (Reagent) استعمال ہوتا ہے۔

12.4 کیلشیم آکسائیڈ یا ان بجھا چونا (Calcium Oxide or Quick Lime)

اس کا ضابطہ CaO ہے۔ اس کو عام طور پر ان بجھا چونا کہتے ہیں اس مرکب کو چونے کے پتھر (Lime Stone) یا $CaCO_3$ کو ایک مخصوص بھٹی Rotary Kiln میں 1070-1270K (درجہ مطلق) تک گرم کیا جاتا ہے۔

$$CaCO_3 \overset{\triangle}{\rightleftharpoons} CaO + CO_2$$

تعامل کے دوران CO_2 کو جلد خارج کر دیا جاتا ہے ورنہ وہ پھر CaO سے تعامل کر کے پھر سے $CaCO_3$ میں تبدیل کر دیتا ہے۔

خصوصیات (Properties)

یہ ایک سفید ٹھوس مرکب ہے۔ اس کا نقطہ اماعت 2870K ہے۔ اس کو ہوا میں کھلا رکھ دیں تو یہ پانی اور CO_2 جذب کر لیتا ہے۔

$$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow Ca(OH)_{2(l)}$$

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O$$

استعمالات(Uses)

(i) اس مرکب کو دیواروں کی آہک پاشی کے لیے استعمال کیا جاتا ہے کیوں کہ یہ مرکب جراثیم کش ہوتا ہے۔

(ii) اس مرکب کو گلاس سازی صنعت میں استعمال کیا جاتا ہے۔

(iii) چمڑوں کی رباعنت کے لیے استعمال کیا جاتا ہے۔

(iv) رنگ کٹ سفوں (Bleaching Powder) کی تیاری میں استعمال کیا جاتا ہے۔

12.5 پلاسٹر آف پیرس (کیلشیم سلفیٹ ہیمی ہائیڈریٹ)

(Plaster of Paris, Calcium Sulphate Hemi Hydrate)

اس مرکب کو عام زبان میں پلاسٹر آف پیرس کہا جاتا ہے جبکہ کیمیائی نام کیلشیم سلفیٹ ہیمی ہائیڈریٹ ہے ۔اس کا ضابطہ $CaSO_4.1/2\ H_2O$ ہے۔

تیاری: اس مرکب کو کیلشیم سلفیٹ ڈائی ہائیڈریٹ کو $CaSO_4.2H_2O$ کو 393 K (12^0C) تپش تک گرم کرنے پر حاصل کیا جاتا ہے۔

$$2(CaSO_4.2H_2O) \xrightarrow{\triangle} 2CaSO_4.H_2O + 3H_2O$$

اگر پلاسٹر 393K سے زیادہ گرم کیا جاتا ہے تو اس مرکب کا قلماؤ پانی (Water of Crystallization) نکل جاتا ہے اور غیر آبیدہ $CaSO_4$ حاصل ہوتا ہے، جس کو Dead Burnt Plaster کہتے ہیں

استعمالات(Uses)

اس کو تعمیراتی صنعت میں استعمال کیا جاتا ہے۔اس کے علاوہ صنعت طب و جراحی میں یہ استعمال کیا جاتا ہے۔ جسم کی ہڈیوں میں شکستگی آجائے اور ان کو حرکت سے روکنے کے لیے پلاسٹر چڑھا دیا جاتا ہے۔ جس سے ہڈیوں کے جڑنے میں سہولت ہوتی ہے۔اس کے علاوہ ماڈلس بنانے اور مورتیاں بنانے میں بھی مستعمل ہے۔ دندان سازی (Dentistry) میں استعمال کیا جاتا ہے۔

12.6 اکتسابی نتائج

اس اکائی کو پڑھنے کے بعد طلباء نے سوڈیم ہائیڈروآکسائیڈ یا (کاسٹک سوڈا) 'سوڈیم کاربونیٹ کی صنعتی پیمانے پر تیاری اور کیلشیم آکسائیڈ یا (ان بجھا چونا) کے بارے میں تفصیلی معلومات حاصل کی۔ مزید طلباء نے پلاسٹر آف پیرس یا (کیلشیم سلفیٹ ہیمی ہائیڈریٹ) کے بارے میں بھی مکمل جانکاری پائی۔

12.7 کلیدی الفاظ

1 . سوڈیم ہائیڈروا کسائیڈ	:	سوڈیم ہائیڈروا کسائیڈ جس کو عام طور پر کاسٹک سوڈا بھی کہتے ہیں اس کا ضابطہ NaOH ہے۔
2. کیلشیم آکسائیڈ	:	اس کا ضابطہ CaO ہے۔اس کو عام طور پر ان بجھا چونا کہتے ہیں۔
3. ہائیڈرائیڈ	:	وہ مرکبات ہیں جن میں ہائیڈروجن دھات اور ادھات کے ساتھ تعامل کر کے بناتی ہے۔
4. پلاسٹر آف پیرس	:	یہ کیلشیم سے بنا نمک ہے اس کا استعمال ہسپتالوں میں ٹوٹی ہوئی ہڈیوں کو جوڑنے میں استعمال کیا جاتا ہے۔

12.8 نمونہ امتحانی سوالات

مفروضی جوابات کے حامل سوالات

1۔ پانی کی مستقل سختی کو دور کرنے کے لیے کون سا مرکب استعمال کیا جاتا ہے؟

2۔ سوڈیم کاربونیٹ کو صنعتی پیمانے پر تیار کرنے میں استعمال ہونے والے طریقہ کا نام لکھیے۔

3۔ کون سا مرکب ہسپتالوں میں ٹوٹی ہوئی ہڈیوں کو جوڑنے میں استعمال کیا جاتا ہے؟

4۔ کون سا مرکب پیٹ کی ایسڈیڈی (Acidity) کو دور کرنے میں استعمال کیا جاتا ہے؟

5۔ Na_2CO_3 کا میگنیشیم کلورائیڈ کے ساتھ تعامل کی مساوات لکھیے۔

6۔ پلاسٹر آف پیرس کا سالمی ضابطہ لکھیے۔

مختصر جوابات کے حامل سوالات

1۔ Na_2CO_3 کے کوئی دو استعمالات لکھیے۔

2۔ پلاسٹر آف پیرس کی افادیت بیان کیجیے۔

3۔ NaOH کے طبعی خواص بیان کیجیے۔

4۔ Na_2CO_3 کیمیائی خواص کو بیان کیجیے۔

5۔ پلاسٹر آف پیرس پر مختزانوٹ لکھیے۔

طویل جوابات کے حامل سوالات

1۔ سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ کو صنعتی پیمانہ پر کیا سٹنر کلنر طریقہ (Castner-Kellner Method) یا مرکیوری کیا تھوڈ طریقہ (Mercury Cathode Method) سے کس طرح تیار کیا جاتا ہے بیان کیجیے۔

2۔ NaOH کی کیمیائی خواص کو بیان کیجیے۔

مزید مطالعے کے لیے تجویز کردہ اکتسابی مواد

1. "A New Concise Inorganic Chemistry", J. D. Lee, 4th Edition, 1999, ELBS publications London.

2. Principal of Inorganic Chemistry, B.R. Puri, L.R. Sharma, K.C. Kalia 34rd Edition, 2024, Vishal Publisher

3. Advanced Inorganic Chemistry, Satya Prakash, GD Tuli SK Basu RD Madan, Volume I, 2022, S Chand & Co Ltd.

4. Advanced Inorganic Chemistry, Satya Prakash, GD Tuli SK Basu RD MadanVolume II, 2020, S Chand & Co Ltd.

مولانا آزاد نیشنل اردو یونیورسٹی

MAULANA AZAD NATIONAL URDU UNIVERSITY

B. Sc. I Semester Examination, November/ December 2024

Paper Code –BNCH101DCT

Paper: Inorganic Chemistry – I

پرچہ: غیر نامیاتی کیمیا -I

Time: وقت: 3 Hrs گھنٹے | **Maximum Marks جملہ نشانات : 50**

ہدایات:

یہ پرچہ سوالات تین حصوں پر مشتمل ہے: حصہ اول، حصہ دوم، حصہ سوم۔ ہر جواب کے لئے لفظوں کی تعداد اشارہ ہے۔ تمام حصوں سے سوالوں کا جواب دینا لازمی ہے

1. حصہ اول میں 10 لازمی سوالات ہیں جو کہ معروضی سوالات / خالی جگہ پر کرنا / مختصر جواب والے سوالات ہیں۔ ہر سوال کا جواب لازمی ہے۔ ہر سوال کے لیے 01 نمبر مختص ہے۔ (1 x 10 = 10 Marks)
2. حصہ دوم میں چھ 6 سوالات ہیں۔ اس میں سے طالب علم کو کوئی 4 سوالوں کے جواب دینے ہیں۔ ہر سوال کا جواب تقریباً سو (100) لفظوں پر مشتمل ہے۔ ہر سوال کے لیے 05 نمبرات مختص ہیں۔ (4 x 5 =20 Marks)
3. حصہ سوم میں 3 سوالات ہیں۔ اس میں سے طالب علم کو کوئی 2 سوال کے جواب دینے ہیں۔ ہر سوال کا جواب تقریباً ڈھائی سو (250) لفظوں پر مشتمل ہے۔ ہر سوال کے لیے 10 نمبرات مختص ہیں۔ (2 x 10 = 20 Marks)

حصہ اول

سوال 1

i. مندرجہ ذیل Anions کو ان کے ionic radii کے بڑھتی ہوئی ترتیب میں لکھیے۔

O^{2-}, N^{3-}, F^{-}

ii. ایک Diatomic Polar Molecule کی مثال لکھیے۔

iii. مندرجہ ذیل عناصر کو ان کی Ionization Energy (IE) کی بڑھتی ہوئی ترتیب میں لکھیے:

N, O, F

iv. Chlorine کی مقناطیسی نوعیت (Magnetic nature) لکھیے۔

P.T.O

v. ایک Ionic molecule کی مثال دیجئے۔

vi. NH_3 میں نائٹروجن پر موجود Lone Pair کی تعداد لکھیے۔

vii. C_2H_4 میں موجود کتنے سگما اور پائی بانڈ ہیں؟

viii. کپڑے دھونے کا سوڈا کا کیمیائی ضابطہ (Chemical formula) لکھیے۔

ix. پلاسٹر آف پیرس (Plaster of Paris) کا کیمیائی ضابطہ (Chemical formula) لکھیے۔

x. سوڈیم بائی کاربونیٹ (Sodium bicarbonate) کا دوسرا نام لکھیے۔

حصہ دوم

2. مندرجہ ذیل میں سے کسی دو کی تعریف بیان کیجئے۔

i. Hund's Rules

ii. Pauli's Exclusion Principle

iii. Aufbau Principle

3. مندرجہ ذیل پر مختصر نوٹ لکھیے۔

i. p-block elements

ii. Electronegativity

4. Valence Bond Theory پر مختصر نوٹ لکھیے۔

5. Hybridization کی تعریف CH_4 کی مثال دے کر بیان کیجئے اور CH_4 کی geometry بتائیے۔

6. لیتھیم اور میگنیشیم کی مثال دے کر Diagonal relationship کو بیان کیجئے۔

7. تجربہ گاہ میں H_2O_2 کو بنانے کے لیے ایک کیمیائی مساوات لکھیے۔ دو کیمیائی مساوات دے کر H_2O_2 کی تکسیدی عامل فطرت کو بیان کیجئے اور اس کے دو استعمالات بھی لکھیے۔

حصہ سوم

8. Electron Affinity کی تعریف کیجئے۔ وہ کون سے factors ہیں جو Electron Affinity پر اثر ڈالتے ہیں؟

9. O_2 مالیکیول کے لیے مالیکیولر آربٹل (Molecular Orbital Diagram) کا خاکہ بنائیے۔ خاکہ (Molecular Orbital Diagram) کا استعمال کرتے ہوئے مندرجہ ذیل کے جواب دیجئے:

i. آکسیجن مالیکیول (O_2) کا بانڈ آرڈر Bond order بتائیے۔

P.T.O

ii. آکسیجن مالیکیول (O_2) کے مقناطیسی نوعیت (Magnetic nature) کو بیان کیجئے۔

10. Hydride کی تعریف بیان کیجئے۔ اور اس کی درجہ بندی بھی کیجئے۔ Ionic اور covalent ہائیڈرائیڈس کو مع مثال کے بیان کیجئے۔

☆☆☆

BNCH101DCP

لیب مینول

(Lab Manual)

اکائی-1

- سوڈیم کاربونیٹ کے معیاری محلول کو تیار کرنا
- ہائیڈرو کلورک ترشہ کے محلول کی معیار سازی اور اس کی تخمین بذریعہ معیاری سوڈیم کاربونیٹ محلول کے

اکائی-1:- (a) : سوڈیم کاربونیٹ کے معیاری محلول کو تیار کرنا

(Unit-1: Preparation of Standard Solution of Sodium Carbonate)

مقصد

250 ملی لیٹر 0.05 M سوڈیم کاربونیٹ کے معیاری محلول کو تیار کرنا-

آلات

250 ملی لیٹر والی حجمی صراحی، دھون بوتل، قیف، کیمیائی ترازو، اوزان کا ڈبہ، وزن کرنے کی بوتل، چمچہ، نالچہ، ڈراپر

کیمیائی اشیا

ٹھوس سوڈیم کاربونیٹ، کشید کیا ہوا پانی

اصول

وہ محلول جس کا ارتکاز معلوم ہو، اس محلول کو معیاری محلول کہا جاتا ہے۔ جو کیمیائی اشیاء ابتدائی معیاری (Primary Standard) ہوتے ہیں جیسا کہ ٹھوس سوڈیم کاربونیٹ ایسے کیمیائی اشیا کا معیای محلول اس کی براہ راست مقدار کے وزن کے مطابق تیار کیا جا سکتا ہے۔ غرض سوڈیم کاربونیٹ کا معیاری محلول براہ راست تیار کیا جا سکتا ہے چونکہ اس میں تمام خصوصیات موجود ہیں جو ایک ابتدائی معیاری محلول میں پائی جاتی ہیں۔

محلول کا ارتکاز

ایک لیٹر محلول میں موجود منحل کے مول کی تعداد محلول کا ارتکاز کہلاتا ہے-اس کو مولاریٹی بھی کہتے ہیں اور اس کو M سے ظاہر کرتے ہیں مولاریٹی کی اکائی مول فی لیٹر (Mol/Litre) ہوتی ہے-

سوڈیم کاربونیٹ کا سالمی وزن(Molecular weight of Sodium Carbonate) سوڈیم کاربونیٹ میں موجود تمام جوہروں کی جوہری کمیت کو جمع کرنے پر حاصل ہوتا ہے۔

سوڈیم کاربونیٹ کا سالمی ضابطہ Na_2CO_3 ہے۔

سوڈیم کاربونیٹ میں موجود جوہروں کی جوہری کمیت

(Atomic Mass of Atoms Present in Sodium Carbonate)

کاربن کی جوہری کمیت $C = 12$

سوڈیم کی جوہری کمیت $Na = 23$

آکسیجن کی جوہری کمیت $O = 16$

سوڈیم کاربونیٹ کا سالمی وزن اس کے سالمی ضابطہ Na_2CO_3 سے حسب ذیل طریقہ سے معلوم کیا جاتا ہے۔

سالمی وزن $= 2 \text{ X} Na + 1 \text{ X} C + 3 \text{ X} O$

$= 2 \text{ X} 23 + 1 \text{ X} 12 + 3 \text{ X} 16$

$46 + 12 + 48 = 106$

غرض سوڈیم کاربونیٹ کا گرام سالمی وزن 106 گرام ہو گا۔

اس کے محلول کی تیاری کے لیے Na_2CO_3 کا درکار وزن حسب ذیل ضابطہ سے محسوب کیا جاتا ہے۔

منحل کا وزن(w) = محلول کی مولاریٹی(M) × منحل کا سالمی وزن(m)× محلول کا حجم(V) ملی لیٹر میں 1000/

یا

$W = M \text{ X } m \text{ X } V / 1000$

m = سوڈیم کاربونیٹ کا سالمی وزن(Molecular weight of Sodium Carbonate)

V = محلول کا حجم ملی لیٹر میں(Volume (V) of solution in ml)

M = سوڈیم کاربونیٹ محلول کی مولاریٹی(Molarity of Sodium Carbonate solution)

W= سوڈیم کاربونیٹ کا وزن(Weight of Sodium Carbonate)

سوڈیم کاربونیٹ کا وزن $(w) = 0.05 \text{ X } 106 \text{ X } 250 / 1000 = 1.325 \text{ g}$

اس لئے 250 ملی لیٹر 0.0 5M سوڈیم کاربونیٹ کا معیاری محلول تیار کرنے کے لیے 1.325 گرام سوڈیم کاربونیٹ درکار ہو گا۔

طریقہ عمل

1۔ تقریباً 1.325 گرام سوڈیم کاربونیٹ کو ایک صاف اور خشک وزن کرنے والی بوتل میں منتقل کریں۔

2۔ اب کیمیائی ترازو کے ذریعہ وزن کرنے والی بوتل اور سوڈیم کاربونیٹ کا نہایت احتیات کے ساتھ وزن کریں جس کو W_1 سے ظاہر کیا جاتا ہے۔

3۔ وزن W_1 معلوم کرنے کے بعد سوڈیم کاربونیٹ کو ایک 250 ml صاف شفاف خشک حجمی صراحی میں قیف کی مدد سے منتقل کریں۔

4۔ اب دھون بوتل میں کشیدہ آب لیں اور قیف میں موجو سوڈیم کاربونیٹ کو اس پانی کی دھار سے حجمی فلاسک میں اس طرح سے منتقل کریں کہ ایک بھی ذرہ قیف میں باقی نہ رہے۔ اب حجمی فلاسک کو آہستہ آہستہ ہلاتے رہیں تاکہ تمام ٹھوس بخوبی حل ہو جائے۔ جب آپ یہ اطمینان کرلیں کہ تمام ذرات منتقل ہو چکے ہیں تو اب مزید کشیدہ آب حجمی فلاسک میں معمولی مقدار ایک وقت میں ڈالیں اور یہ خیال رکھیں کہ حجمی فلاسک کا 250 ملی لیٹر والا خاص نشان اوپر رہے اور پانی کی سطح نیچے رہے۔ جب بالکل قریب ہو تب قطرہ بہ قطرہ کشیدہ آب ڈراپر کی مدد سے ڈالیں اور نشان تک پانی کو لائیں۔

5۔ اب حجمی فلاسک کا ڈاٹ لگاکر حجمی فلاسک کو دو یا تین بار الٹا سیدھا کریں تاکہ محلول کا ارتکاز یکساں ہو جائے۔ اب یہ محلول سوڈیم کاربونیٹ کا معیاری محلول کہلاتا ہے۔

6۔ اب خالی وزن کرنے والی بوتل کا وزن W_2 اسی ترازو کے ذریعہ معلوم کیا جاتا ہے اور محلول کا ارتکاز مندرجہ ذیل طریقے سے محسوب کیا جاتا ہے۔

مشاہدات اور حسابی عمل

وزن کرنے والی بوتل اور ٹھوس سوڈیم کاربونیٹ کا وزن	=	W_1 گرام
وزن کرنے والی خالی بوتل کا وزن	=	W_2 گرام
ٹھوس سوڈیم کاربونیٹ کا وزن جو 250 ملی لیٹر فلاسک میں منتقل کیا گیا ہو	=	$W = W_1 - W_2$ گرام

سوڈیم کاربونیٹ کے محلول کا ارتکاز(M) =

$$M = (w/m) \ X \ (1000/V)$$

$$M = (w/106) \ X \ (1000/250)$$

نتیجہ

سوڈیم کاربونیٹ کے معیاری محلول کا ارتکاز=-------------M

اکائی-1: (b): ہائیڈروکلورک ترشہ کے محلول کی معیار سازی اور اس کی تخمین بذریعہ معیاری سوڈیم کاربونیٹ محلول کے

(Standardization of HCl Solution and Its Estimation with Standard Sodium Carbonate Solution)

مقصد

دیے گئے 250 ملی لیٹر ہائیڈروکلورک ترشہ کی مولاریٹی اور اس میں موجود ہائیدروکلورک ترشہ کی مقدار سوڈیم کاربونیٹ کے معیاری محلول کی مدد سے محسوب کرنا۔

آلات

250 ملی لیٹر والی حجمی صراحی ، دھون بوتل، قیف، نالچہ، ڈراپر' ظرفک، مخروطی صراحی'، بیوریٹ اسٹینڈ'، پورسیلین تختی

کیمیائی اشیاء

ہائیڈروکلورک ترشہ کا محلول(HCl)، معیاری سوڈیم کاربونیٹ کا محلول

(Standard Solution of Sodium Carbonate)، کشیدہ پانی(Distilled Water)، بطور مظہر میتھائل اورینج (Methyl Orange)

اصول

ہائیڈروکلورک ترشہ، سوڈیم کاربونیٹ کے ساتھ مل کر کے سوڈیم کلورائیڈ، پانی اور کاربن ڈائی آکسائیڈ بناتا ہے۔ اس تعامل کو تعدیلی تعامل(Neutralization Reaction) کہتے ہیں۔

$$Na_2CO_3 + 2\,HCl \longrightarrow 2\,NaCl + CO_2 + H_2O$$

اس میں میتھائل اورینج کو بطور مظہر استعمال کیا جاتا ہے۔ کیونکہ یہ خارج ہونے والی کاربن ڈائی آکسائڈ کے ساتھ تعامل نہیں کرتا۔

طریقہ عمل

سب سے پہلے ظرفک(Burette) کو پانی سے دھو کر کشیدہ پانی سے کھنگالیں۔ اس کے بعد دیے گئے ہائیڈرو کلورک ترشہ سے کھنگال کر ظرفک کو اسی محلول سے صفر کے نشان تک بھر لیں اور پھر ظرفک استادہ(Burette Stand) کے ساتھ فکس(Fix) کر لیں۔ دیے گئے ناپچہ کو پہلے پانی سے دھو کر پھر کشیدہ پانی سے کھنگال لیں۔ اس کے بعد معیاری سوڈیم کاربونیٹ محلول کے ساتھ کھنگال کر ml 20 محلول کو ایک صاف مخروطی صراحی میں منتقل کر لیں۔ صراحی میں ایک یا دو قطرہ میتھائل اورنج مظہر کو شامل کر لیں۔ جس سے محلول ہلکے زرد رنگ کا ہو جائے گا۔ اس محلول کو ہائیڈرو کلورک ترشہ کے ساتھ معائرہ(Titrate) کر لیں۔ اس کے لیے ظرفک میں موجود ہائیڈرو کلورک ترشہ کو قطرہ بہ قطرہ مخروطی صراحی کے محلول میں مسلسل ڈالتے جائیں اور ساتھ ہی ساتھ مسلسل ہلاتے رہیں۔ یہاں تک کہ مخروطی صراحی میں موجود محلول ہلکا گلابی رنگ میں تبدیل نہ ہو جائے۔ اب اس عمل کو روک کر ریڈنگ (Reading) نوٹ کر لیں۔ اس کے بعد اس عمل کو اس وقت تک دہرائیں جب تک کہ دو لگاتار ریڈنگ یکساں (same) حاصل نہ ہو جائیں جن کو Concordant Readings کہتے ہیں۔ حاصل شدہ ریڈنگ کو ایک جدول کی شکل میں ترتیب دیں اور ضابطے کی مدد سے دیئے گئے ہائیڈرو کلوک ترشہ کی مولاریٹی اور اس کی مقدار کو محسوب کریں۔

مشاہدات اور حسابی عمل

ظرفک : ہائیڈرو کلورک ترشہ

مخروطی صراحی : 0.05 M معیاری سوڈیم کاربونیٹ کا محلول + میتھائل اورنج (مظہر)

نقطہ اختتام (End Point) : ہلکے زرد سے ہلکے گلابی رنگ میں تبدیلی

جدول 1.1 HCl Vs Na_2CO_3

سلسلہ نمبر	سوڈیم کاربونیٹ محلول کا حجم V_1 ml	ظرفک کی پیمائش (ملی لیٹر میں)		ہائیڈرو کلورک ترشے کا حجم V_2 ml
		ابتدائی (Initial)	انتہائی (Final)	
1	20			

			20	2
			20	3

$$Na_2CO_3 + 2\,HCl \longrightarrow 2\,NaCl + CO_2 + H_2O$$

سوڈیم کاربونیٹ کے محلول کے لیے

سوڈیم کاربونیٹ کی مولاریٹی (M_1)=

سوڈیم کاربونیٹ کے محلول کا حجم (V_1)=20 ملی لیٹر

تعامل میں سوڈیم کاربونیٹ کے مول کی تعداد (n_1) = 1

ہائیڈروکلورک ترشہ کے محلول کے لیے

ہائیڈروکلورک ترشہ کی مولاریٹی (M_2)=?

ہائیڈروکلورک ترشہ کے محلول کا حجم (V_2) = V_2

تعامل میں ہائیڈروکلورک ترشہ کے مول کی تعداد (n_2) 2=

$$M_1 V_1 / n_1 = M_2 V_2 / n_2$$

ہائیڈروکلورک ترشہ کی مولاریٹی(M_2) =

$$M_1 V_1 n_2 / n_1 V_2$$

ہائیڈروکلورک ترشہ کی مولاریٹی(M_2) ....= M

ایک لیٹر محلول میں موجود ہائیڈروکلورک ترشہ کی مقدار =

Molarity of HCl × Molecular weight of HCl

M_2 X 36.5

جہاں پر 36.5 HCl کا سالمی وزن ہے۔

ایک لیٹر محلول میں موجود ہائیڈروکلورک ترشہ کی مقدار = ... گرام فی لیٹر

نتیجہ

1۔ ہائیڈروکلورک ترشہ (HCl) کی مولاریٹی (M_2) ....= M

2۔ ایک لیٹر محلول میں موجود ہائیڈروکلورک ترشہ (HCl) کی مقدار = ...گرام فی لیٹر

اکائی-2

- آگزالیک ترشہ کے معیاری محلول کی تیاری
- سوڈیم ہائیڈر آکسائڈ محلول کی معیار سازی بذریعہ معیاری آگزالیک ترشہ کے اور NaOH کی تخمین

اکائی-2: (a) : آگزالیک ترشہ کے معیاری محلول کی تیاری

(Preparation of Standard Solution of Oxalic Acid)

مقصد

250 ملی لیٹر 0.05 M آگزالیک ترشہ (Oxalic acid) کا محلول تیار کرنا۔

آلات

250 ملی لیٹر والی حجمی صراحی، ناپچہ، دھون بوتل، قیف، تشریحی ترازو، تشریحی اوزان کا ڈبہ، وزن کرنے کی بوتل، چمچہ، ڈراپر

کیمیائی اشیاء

ٹھوس آگزالیک ترشہ کی قلمیں (Solid OxalicAcid Crystals)، کشید کیا ہوا پانی (Distilled Water)

اصول

محلول کا ارتکاز: وہ محلول جس کا ارتکاز معلوم ہو، اس محلول کو معیاری محلول کہا جاتا ہے۔ جو کیمیائی اشیا ابتدائی معیاری (Primary Standard) ہوتے ہیں جیسا کہ آگزالک ترشہ ویسے اشیاء کا معیای محلول اس کی مقدار کے وزن کے مطابق تیار کیا جا سکتا ہے۔ ایک لیٹر محلول میں موجود منحل کے مول کی تعداد محلول کا ارتکاز کہلاتی ہے۔ اس تجربہ میں ارتکاز کو مولاریٹی میں ظاہر کر رہے ہیں۔ مولاریٹی کو M سے ظاہر کیا جاتا ہے اور مولاریٹی کیاکائی مول فی لیٹر (Mole / litre) ہوتی ہے۔

حسابی طور پر مولاریٹی کو اس طرح سے حسابی ضابطہ کے ذریعہ ظاہر کر سکتے ہیں۔

$$M = (w/M) \times (1000/V)$$

محلول کی مولاریٹی (M) = منحل کا وزن (w) / منحل کا سالمی وزن (m) X (1000 / ملی لیٹر میں (V) محلول کا حجم)

اگر منحل کا وزن محسوب کرنا ہو تو اس کا حسابی ضابطہ ہوگا۔

منحل کا وزن (w) = محلول کی مولارٹی (M) × منحل کا سالمی وزن (m) X (1000 / ملی لیٹر میں (V) محلول کا حجم)

آگزالیک ترشہ (Oxalic Acid)کاسالمی وزن (Molecular weight) آگزالیک ترشہ میں موجود تمام جوہروں کی کمیت کو جمع کرنے پر حاصل ہوتا ہے۔

آگزالک ترشہ کاسالمی ضابطہ

$$\begin{array}{l} COOH \\ | \\ COOH \end{array} \cdot 2H_2O$$

آگزالیک ترشہ میں موجود جوہروں کی جوہری کمیت(Atomic Mass of Atoms Present in Oxalic Acid)

کاربن(Carbon) کی جوہری کمیت $C = 12$

آکسیجن(Oxygen) کی جوہری کمیت $O = 16$

ہائیڈروجن(Hydrogen) کی جوہری کمیت $H = 1$

آگزالیک ترشہ کاسالمی وزن(Molecular Weight of Oxalic acid)

اس کے سالمی ضابطہ($(COOH)_2 . 2H_2O$)سے حسب ذیل طریقہ سے معلوم کیاجاتا ہے-

سالمی وزن = $2 X C + 2X H + 4 X O + 2 H_2O$

$= 2 X 12 + 2 X1 + 4 X 16 + 2 X (18)$

$= 24 + 2 + 64 + 36 = 126$

غرض آگزالیک ترشہ کاگرام سالمی وزن126 گرام ہوگا۔

250ملی لیٹر 0.05 M محلول بنانے کے لیے حسب ضرورت آگزالیک ترشہ کاوزن لیناپڑے گا۔

آپ کواس محول کی تیاری کے لیے$(COOH)_2.2H_2O$کادرکاروزن حسب ذیل ضابطہ سے محسوب کیاجاتا ہے۔

منحل کاوزن(w) = محلول کی مولاریٹی(M) × منحل کاسالمی وزن(m)× محلول کاحجم(V)ملی لیٹر میں / 1000 یعنی

$$w = M X m X V / 1000$$

$= m$ آگزالیک ترشہ کاسالمی وزن(Molecular weight of Oxalic acid)

محلول کا حجم ملی لیٹر میں(Volume (V) of solution in ml) $= V$

آگزالیک ترشہ محلول کی مولاریٹی(Molarity of Oxalic acid solution) $= M$

Weight of Oxalic acid (w) = 0.05 X 126 X 250 / 1000 = 1.575 g

اس لیے250 ملی لیٹر 0.05 M آگزالیک ترشہ کا معیاری محلول تیار کرنے کے لیے1.575 گرام ٹھوس آگزالیک ترشہ درکار ہو گا۔

طریقہ عمل

1۔ تقریباً1.575 گرام ٹھوس آگزالیک ترشہ کو ایک صاف اور خشک وزن کرنے والی بوتل(Weighing Bottle) میں منتقل کریں۔

2۔ اب کیمیائی ترازو(Chemical Balance) سے وزن کرنے والی بوتل اور آگزالیک ترشہ کو نہایت احتیات کے ساتھ وزن کریں جس کو W_1 سے ظاہر کیا جاتا ہے۔

3۔ وزن W_1 معلوم کرنے کے بعد آگزالیک ترشہ کو ایک 250 ml صاف شفاف خشک حجمی فلاسک میں قیف کی مدد سے منتقل کریں۔

4۔ اب دھون بوتل(Wash Bottle) میں کشیدہ آب لیں اور قیف میں موجود آگزالیک ترشہ کو اس پانی کی دھار سے حجمی فلاسک میں اس طرح سے منتقل کریں کہ ایک بھی ذرہ قیف میں باقی نہ رہے-اب حجمی فلاسک کو آہستہ آہستہ ہلاتے رہیے تا کہ تمام ٹھوس بخوبی حل ہو جائے۔ جب آپ یہ اطمینان کرلیں کہ تمام ذرات منتقل ہو چکے ہیں تو اب مزید کشیدہ آب حجمی فلاسک میں معمولی مقدار ایک وقت میں ڈالیں اور یہ خیال رکھیں کہ حجمی فلاسک کا250 ملی لیٹر والا خاص نشان اوپر رہے اور پانی کی سطح نیچے رہے۔ جب بالکل قریب ہو تب قطرہ بہ قطرہ کشیدہ آب ڈراپر کی مدد سے ڈالیں اور نشان تک پانی کو لائیں۔

5۔ اب حجمی فلاسک کا ڈاٹ لگا کر حجمی فلاسک کو دو یا تین بار الٹا سیدھا کریں تا کہ محلول کا ارتکاز یکساں ہو جایے۔ اب یہ محلول آگزیلک ترشہ کا معیاری محلول کہلاتا ہے۔

6۔ اب خالی وزن کرنے والی بوتل کا وزن W_2 اسی ترازو کے ذریعہ معلوم کیا جاتا ہے اور محلول کا ارتکاز مندرجہ ذیل طریقے سے محسوب کیا جاتا ہے۔

مشاہدات اور حسابی عمل

وزن کرنے والی بوتل اور ٹھوس آگزالک ترشہ کا وزن	=	W_1 گرام
وزن کرنے والی خالی بوتل کا وزن	=	W_2 گرام
ٹھوس آگزالیک ترشہ کا وزن، جو 250 ملی لیٹر فلاسک میں منتقل کیا گیا ہو	=	$W = W_1 - W_2$ گرام

آگزالیک ترشہ کے محلول کا ارتکاز (M)

$$M = (w/m) \times (1000/V)$$

$$M = (W/126) \times (1000/250)$$

نتیجہ

آگزالیک ترشہ کے محلول کا ارتکاز (M) = ________________ M

اکائی-2 : (b) : سوڈیم ہائیڈر آکسائیڈ محلول کی معیار سازی بذریعہ معیاری آگزالیک ترشہ کے اور NaOH کی تخمین

(Standardization of Sodium Hydroxide Solution using Standard Oxalic acid Solution and Estimation of NaOH)

مقصد

دیے گئے 0.05M معیاری آگزالیک ترشے کے محلول کی مدد سے NaOH محلول کی معیار سازی اور 250 ml محلول میں اس کی مقدار کو محسوب کرنا۔

آلات

250 ملی لیٹر والی حجمی صراحی ، دھون بوتل، قیف، نالچہ، ڈراپر، ظرفک، مخروطی صراحی، بیوریٹ اسٹینڈ، پورسیلین تختی

کیمیائی اشیاء

آگزالیک ترشے کا معیاری محلول، سوڈیم ہائیڈر آکسائیڈ (NaOH) کا محلول، فنالپتھلین (Phenolpthalein) بطور مظہر اور کشیدہ پانی

اصول

اس تجربے میں آگزالیک ترشہ (Oxalic acid) کمزور ترشہ ہے اور سوڈیم ہائیڈر آکسائیڈ (NaOH) طاقتور اساس ہے۔ یہ دونوں محلول آپس میں تعامل کرکے نمک اور پانی بناتے ہیں - اس تعامل کو تعدیلی تعامل (Neutralization Reaction) کہتے ہیں۔ اس کو مندرجہ ذیل تعامل سے ظاہر کر سکتے ہیں۔ اس تعدیلی تعامل کے معایرہ میں فینالپتھیلین بطور مظہر استعمال کیا جاتا ہے۔

$$\begin{array}{l} COOH \\ | \\ COOH \end{array} + 2\,NaOH \longrightarrow \begin{array}{l} COONa \\ | \\ COONa \end{array} + 2\,H_2O$$

Oxalic acid → Sodium oxalate

طریقہ عمل

1۔ ظرفک کو پانی سے اچھی طرح دھوکر خشک کرلیں اور اس کو دیے ہوئے سوڈیم ہائیڈر آکسائیڈ (NaOH) کا محلول جو کہ غیر معیاری محلول ہے۔اس سے صفر کے نشان تک بھر لیں۔

2۔ اب ایک صاف خشک مخروطی صراحی (Conical Flask) میں ناپچہ کی مدد سے 20ملی لیٹر آگزالیک ترشہ کا محلول لیں اور اس میں ایک یا دو قطرے فیناپتھیلین مظہر کو ڈال کر ہلائیں۔اس محلول کا رنگ بے رنگی ہو گا۔

3۔ اب ظرفک سے قطرہ بہ قطرہ NaOH کے محلول کو تھوڑا تھوڑا فلاسک میں ڈالیں اور ہلاتے جائیں اور اچھی طرح سے ملاتے رہیں۔

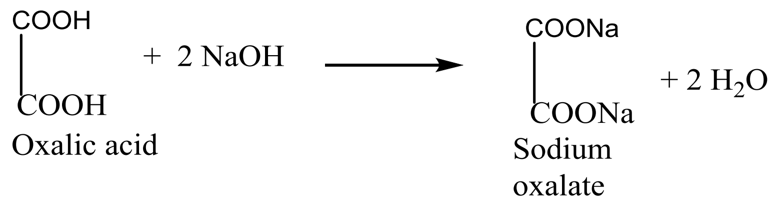
4۔ اب ظرفک کے ذریعے NaOH قطرہ بہ قطرہ ڈال کر ملاتے جائیں یہاں تک کہ ہلکا گلابی رنگ نظر نہ آجائے اور محلول گلابی رنگ سا ہو جائے۔ جس قطرے کے ڈالنے پر محلول کا رنگ گلابی ہوجائے وہ نقطہء تعدیل (Neutralization point) کو ظاہر کرتا ہے۔اب بیوریٹ ریڈنگ (Burette reading) کو نوٹ کرلیں۔

5۔ اس عمل کو اس وقت تک دوہراتے ہیں جب تک کہ دو لگاتار ریڈنگ یکساں نہ آ جائیں۔اس ریڈینگ کو کونکرڈینٹ ریڈینگ کہتے ہیں۔

جدول (1.2)

NaOHکی مولاریٹی (M_2) کے لیے یعنی معیار سازی کے لیے جدول($H_2C_2O_4$ Vs NaOH)معائرہ

سلسلہ نمبر	معیاری آگزالیک ترشہ کے محلول کا حجم(V_1) ملی لیٹر میں	ظرفک کی پیمائش(ملی لیٹر میں)		NaOHمحلول کا حجم(V_2) ملی لیٹر میں
		ابتدائی(Initial)	انتہائی(Final)	
1	20	0		
2	20	0		
3	20	0		



مشاہدات اور حسابی عمل

ظرفک (Burette) : سوڈیم ہائیڈر آکسائیڈ کا محلول

مخروطی صراحی (Conical Flask) : 20 ml آگزالک ترشہ + فینا لپتھیلین مظہر

نقطہ اختتام (End point) : ہلکا گلابی رنگ

مو لاریٹی ضابطہ (Molarity Formula)

$$M_1V_1 / n_1 \;=\; M_2V_2 / n_2$$

آ گزالیک ترشہ کے محلول کے لیے	سوڈیم ہائیڈر آکسائیڈ کے محلول کے لیے
آ گزالیک ترشہ کی مولاریٹی (M_1) =	سوڈیم ہائیڈر آکسائیڈ کی مولاریٹی (M_2) = ?
آ گزالیک ترشہ کے محلول کا حجم (V_1) = 20 ملی لیٹر	سوڈیم ہائیڈر آکسائیڈ کے محلول کا حجم (V_2) = ملی لیٹر
تعدیلی تعامل میں آ گزالیک ترشہ کے مول کی تعداد n_1 = = 1	تعدیلی تعامل میں سوڈیم ہائیڈر آکسائیڈ کے مول کی تعداد $= n_2 = 2$

NaOH محلول کی مولاریٹی (M_2) =

$$M_2 = \frac{M_1V_1}{n_1} \times \frac{n_2}{V_2}$$

غرض NaOH کی مولاریٹی (M_2) = M

1 لیٹر محلول میں موجود NaOH کی مقدار = NaOH کی مولاریٹی × NaOH کا سالمی وزن

= $40 \times M_2$ گرام فی لیٹر

یہاں 40 NaOH کا سالمی وزن ہے۔

250 ملی لیٹر محلول میں NaOH کی مقدار =

1000 / (NaOH کی مولاریٹی X سوڈیم ہائیڈر آکسائیڈ کا سالمی وزن X 250) گرام فی 250 ملی لیٹر

نتیجہ

NaOH کی مولاریٹی (M_2) =

1 لیٹر محلول میں موجود NaOH کی مقدار = ---------- گرام فی لیٹر

250 ملی لیٹر محلول میں موجود NaOH کی مقدار =----گرام فی 250 ملی لیٹر

اکائی-3

- موہر کے نمک کا معیاری محلول تیار کرنا
- **پوٹاشیم پرمیگنیٹ** کے محلول کی معیار بندی

اکائی-3 : (a): موہر کے نمک کا معیاری محلول تیار کرنا

(Unit-3: Preparation of Standard Solution of Mohr's Salt)

مقصد

250 ملی لیٹر 0.05 M موہر کے نمک کا معیاری محلول کو تیار کرنا۔

آلات

250 ملی لیٹر والی حجمی صراحی, ناپلچہ، دھون بوتل، قیف، تشریحی ترازو، تشریحی اوزان کا ڈبہ، وزن کرنے کی بوتل، چمچہ، ڈراپر، شیشہ ساعت

کیمیائی اشیاء

ٹھوس موہر کا نمک

اصول

موہر کا نمک غیر نامیاتی کیمیائی مرکب ہے-یہ دہرہ نمک کی مثال ہے۔ موہر کا نمک کا معیاری محلول براہ راست تیار کیا جاسکتا ہے۔ چونکہ اس میں تمام خواص ایک ابتدائی معیاری کیمیائی شئیے کی پائی جاتی ہیں۔

محلول کا ارتکاز

ایک لیٹر محلول میں موجود منحل کے مول کی تعداد محلول کا ارتکاز کہلاتا ہے-اس کو مولاریٹی بھی کہتے ہیں اور اس کو M سے ظاہر کرتے ہیں M-کی اکائی Mol / litre ہوتی ہے۔

موہر کے نمک (Mohr's salt) کا سالمی وزن، موہر کے نمک میں موجود تمام جوہروں کی کمیتوں کو جمع کرنے پر حاصل ہوتا ہے۔

موہر سالٹ کا سالمی ضابطہ $FeSO_4.(NH_4)_2SO_4.6H_2O$ ہے۔

موہر کے نمک میں موجود تمام جوہروں کا جوہری وزن (Atomic weight) مندرجہ ذیل دیا گیا ہے اور اس سے اس کا سالمی وزن محسوب کیا گیا ہے۔

آیرن(Iron) کی جوہری کمیت Fe = 56

سلفر(Sulphur) کی جوہری کمیت S= 32

آکسیجن(Oxygen) کی جوہری کمیت O=16

نائیٹروجن (Nitrogen) کی جوہری کمیت N= 14

ہائیڈروجن(Hydrogen) کی جوہری کمیت H= 1

موہر کے نمک کا سالمی وزن

1 X Fe + 1 X S + 4 XO + 2X N + 8 X H + 1 XS + 4 X O + 6 H_2O

1 X56 + 1 X 32 + 4 X 16 + 2 X14N + 8 X1 + 1 X 32 + 4 X16 + 6 X18 = 392

غرض موہر کے نمک کا گرام سالمی وزن 392 گرام ہو گا۔

250 ملی لیٹر 0.05M محلول بنانے کے لیے حسب ضرورت موہر کے نمک کا وزن لینا پڑے گا۔

آپ کو اس محول کی تیاری کے لیئے $FeSO_4.(NH_4)_2SO_4.6H_2O$ کا درکار وزن حسب ذیل ضابطہ سے محسوب کیا جاتا ہے۔

منحل کا وزن(w) = محلول کی درکار مولاریٹی(M) × منحل کا سالمی وزن(m)× محلول کا حجم(V) ملی لیٹر میں / 1000 یعنی

Weight of solute (w) = Required Molarity (M) X Molecular weight of solute (m) X Volume (V) of solution (ml) / 1000

موہر کے نمک کا سالمی وزن(Molecular weight of Mohr's Salt =m 392 گرام

محلول کا حجم ملی لیٹر میں(Volume (V) of solution in ml) = 250 ملی لیٹر

موہر کے نمک کے محلول کی درکار مولاریٹی(Required Molarity of Mohr's salt =M =0.05M=

موہر کے نمک کا وزن(Weight of Mohr's salt) = w = ?

Weight of Mohr's salt (w) = 0.05 X 392 X 250 / 1000

= 4.9 گرام

اس لیے 250 ملی لیٹر پانی میں 0.05 M موہر کے نمک کا معیاری محلول تیار کرنے کے لیئے 4.9 گرام موہر کا نمک درکار ہو گا۔

طریقہ کار

1۔ ایک خشک صاف شفاف شیشہ ساعت (Watch glass) کا وزن کریں۔

2۔ ٹھوس موہر کے نمک (4.9 گرام) ایک خشک شیشہ ساعت میں وزن کریں۔ جس کو W_1 سے ظاہر کیا جاتا ہے-

3۔ اب اس ٹھوس موہر کے نمک کو ایک 250 ملی لیٹر معیاری صراحی میں قیف کی مدد سے منتقل کریں۔ اور تھوڑا کشیدہ آب ڈال کر اس کو حل کریں۔

4۔ اب اس میں 5 M مرتکز سلفیورک ترشہ ($5M\ H_2SO_4$) ڈالیں اور آب پاشدگی (Hydrolysis) ہونے نہ دیں۔ فیرس سلفیٹ کا آب پاشدگی ہونے کے بعد مزید پانی اس میں تھوڑی مقدار میں ڈالیں اور برابر حل کرتے ہوئے ہلاتے رہیں۔

5۔ مکمل حل پذیر ہونے پر مزید کشیدہ آب قطرہ بہ قطرہ ڈالیں اور صراحی میں موجود اس حاصل نقطہ جو 250 ملی لیٹر کو ظاہر کرتا ہے وہاں تک لے جائیں۔ پھر محلول کو اچھی طرح اسٹاپر لگا کر اوپر نیچے کر کے یکساں کرلیں۔ یہ محلول موہر کے نمک کا M/20 یعنی 0.05M محلول ہو گا۔

6۔ اب شیشہ ساعت کا وزن (Weight of Watch Glass) W_2 اسی ترازو کے ذریعہ معلوم کرلیا جاتا ہے۔

مشاہدات اور حسابی عمل

شیشہ ساعت اور شے کا وزن W_1 (Weight of watch glass and substance) گرام

خالی شیشہ ساعت کا وزن (Weight of watch glass) W_2 گرام =

یعنی موہر کے نمک شیئے کا وزن (Weight of substance or Mohr's salt) $W = W_1 - W_2$ گرام

موہر کے نمک کے محلول کا ارتکاز (M) =

$$(w/m) \times (1000/250) = (w/m) \times (1000/V)$$

=   --------- M

نتیجہ

موہر کے نمک کے محلول کا ارتکاز--------- = M

اکائی-3: (b): پوٹاشیم پرمینگنیٹ کے محلول کی معیار بندی

(Standardization of $KMnO_4$)

مقصد

موہر کے نمک کے معیاری محلول کے ذریعہ $KMnO_4$ کی معیار بندی۔

آلات

ظرفک(Burette)، ظرفک استادہ(Burette Stand)، 20 ملی لیٹر والا ناپچہ-(20 ml Pipette)، قیف(Funnel)، 250 ملی لیٹر والی معیاری صراحی (250 ml Standard Flask)مخروطی صراحیاں(Conical Flask)، پورسیلین تختی (Porcelein Plate)۔

کیمیائی اشیاء

موہر کے نمک کا معیاری محلول' سلفیورک ترشہ($2M\ H_2SO_4$), پوٹاشیم پرمیگنیٹ کا محلول

اصول

گلابی پوٹاشیم پرمیگنیٹ، بے رنگ ترشی موہر کے نمک کو تکسید کرتا ہے اور خود بے رنگ مینگنیز سلفیٹ($MnSO_4$) میں تحویل ہو جاتا ہے- کمرہ کی تپش پر یہ تعامل ہوتا ہے۔ ریڈاکس تعامل کو مساوات سے ظاہر کیا جاتا ہے۔

$$2\ KMnO_4 + 8\ H_2SO_4 + 10\ FeSO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2\ MnSO_4 + 5\ Fe_2(SO_4)_3 + 8\ H_2O$$

چونکہ تعامل میں گلابی $KMnO_4$ بے رنگ $MnSO_4$ میں تحویل ہو جاتا ہے۔ اس لیے ختمی نقطہ کے بعد مزید قطرہ ہوئے $KMnO_4$ م محلول کی وجہ سے مستقل گلابی رنگ ختمی نقطہ کو ظاہر کرتا ہے۔

موہر کے نمک کے محلول کی مولاریٹی کو استعمال کرتے ہوئے آپ $KMnO_4$ کے محلول کی مولاریٹی کو محسوب کر سکتے ہیں۔

$$M_1V_1 / n_1 = M_2V_2 / n_2$$

جہاں $n_1=10$, $n_2 = 2$

طریقہ عمل (Procedure)

(i) پوٹاشیم پر میگنیٹ ابتدائی معیاری نہیں ہے۔ اس کو میگنیز ڈائی آکسائیڈ (MnO_2) سے پاک حالت میں حاصل کرنا انتہائی مشکل ہے۔ اس کے علاوہ کشید کئے ہوئے پانی میں تحویل اشیا جیسے نامیاتی اشیا کی قلیل مقداریں موجود ہوتی ہیں۔ یہ محلول میں بھی پوٹاشیم پر میگنیٹ سے تعامل کر کے MnO_2 بناتے ہیں۔ اس لیے محلول بنانے کے لیے استعمال ہونے والا محلول تحویلی عامل جیسے نامیاتی اشیا سے مکمل طور پر آزاد ہونا چاہیے۔ یہ ممکن نہیں اس لیے محلول کو عام کشید کئے ہوئے پانی سے تیار کیا جاتا ہے اور اس کو تحویلی عامل سے مکمل طور پر تعامل ہونے دیا جاتا ہے۔ جس سے MnO_2 بنتا ہے۔ محلول سے رسوبی MnO_2 کو تقطیر کر لیا جاتا ہے۔ اس طرح حاصل ہونے والے محلول کو صاف اور گہرے رنگ کی بوتل میں رکھا جاتا ہے اور مزید ممکن تحویل کو روکا جاتا ہے۔

(ii) پوٹاشیم پر میگنیٹ کے محلول کی معیار سازی (Standardisation of $KMnO_4$)

ایک صاف ظرفک کو پہلے کشید کئے ہوئے پانی سے اور پھر $KMnO_4$ کے محلول سے دھولیجئے۔ تو نئی محلول کو پر کرتے ہوئے ظرفک کو $KMnO_4$ کے محلول سے بھر لیجئے۔ ظرفک کو استادہ پر کس کر کے ابتدائی درجہ کو نوٹ کیجیے۔ محلول کو ہمیشہ صفر کے نشان تک پر کر لیجیے۔

ایک صاف ناپچہ کو پہلے کشید کئے ہوئے پانی سے اور پھر آپ تیار کردہ موہر کے نمک کے معیاری محلول سے دھو لیجیے۔ 20 ملی لیٹر کے اس محلول کو ناپچہ کے ذریعہ ایک صاف مخروطی صراحی میں منتقل کیجیے۔ صراحی کو محلول سے مت دھویئے۔

اب آپ ایک امتحانی نلی بھر تقریبا 20 ملی لیٹر H_2SO_4 کا 2M محلول ملایئے۔ صراحی کی گردن پکڑ کر ظرفک سے $KMnO_4$ کے محلول کو ملانا شروع کیجیے۔ صراحی کے اجزا کو اچھی طرح سے ہلاتے جایئں۔ معائرے کے ابتدائی مرحلہ میں گلابی رنگ ظاہر ہوتا ہے لیکن جلد ہی معدوم ہو جاتا ہے۔ مخروطی صراحی کا محلول انتہائی صاف ہونا چاہیے۔

اب اگر آپ اس مرحلہ پر مخروطی صراحی میں بھورے رسوب کا مشہدہ کرتے ہوں تو محلول کو پھینک دیجیے۔ یہ اس بات کو ظاہر کرتا ہے کہ اضافہ شدہ H_2SO_4 ناکافی ہے۔

تازہ 20 ملی لیٹر کے موہر کے نمک کے محلول میں 20 ملی لیٹر 2M H_2SO_4 کے محلول کے علاوہ مزید چند ملی لیٹر 2M H_2SO_4 ملایئے اور معائرے کو دوہرایئے۔ اب آپ کو کسی بھی طرح کا بھورا رسوب نظر نہیں آئے گا۔ معائیرے کو جاری رکھیے۔ ختمی نقطہ کے قریب $KMnO_4$ کے محلول کو قطرہ بہ قطرہ ملایئے۔ مخروطی صراحی کے اجزا میں ایک مستقل گلابی مائل رنگ ختمی نقطہ کو ظاہر کرتا ہے۔ مزید موہر کے نمک کے 20 ملی لیٹر کے نمونے کے ساتھ معائرہ کو دوہرایئے تاکہ صحیح قیمیت حاصل ہو۔

مشاہدات

جدول 1.3 $KMnO_4$ Vs Mohr's salt

سلسلہ نمبر	موہر کے نمک کے محلول کا حجم V_1	ظرف کی ریڈنگ		$KMnO_4$ محلول کا حجم V_2
		ابتدائی	انتہائی	
1	20			
2	20			
3	20			

حسابات

$$2\,KMnO_4 + 8\,H_2SO_4 + 10\,FeSO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2\,MnSO_4 + 5\,Fe_2(SO_4)_3 + 8\,H_2O$$

موہر کے نمک کا محلول مخراطی صراحی میں	$KMnO_4$ کا محلول ظرف میں
موہر کے نمک کا محلول کی مولاریٹی = M_1 =	$KMnO_4$ کا محلول کی مولاریٹی= M_2 =
موہر کے نمک کا محلول کا حجم = V1 = 20 ملی لیٹر	$KMnO_4$ کا محلول کا حجم = V2 =
کیمیائی تعامل میں موہر کے نمک کے مول کی تعداد = =10= n_1	کیمیائی تعامل میں $KMnO_4$ کے مول کی تعداد = n_1 =2=

$KMnO_4$ کے محلول کے لیے موہر کے نمک کے محلول کے لیے

$$M_1V_1 / n_1 \quad = \quad M_2V_2 / n_2$$

$$M_2 = \frac{M_1V_1}{n_1} \quad X \quad \frac{n_2}{V_2}$$

= ----- M

نتیجہ

$KMnO_4$ محلول کی مولاریٹی M_2 = ----------- M

اکائی-4

- پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ کے معیاری محلول کی تیار ی
- فیرس آئرن کی تخمین بذریعہ معیاری پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ محلول کے

اکائی-4 :(a): پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ کے معیاری محلول کی تیار ی

(Unit-4: Preparation of Standard Solution of Potassium Dichromate)

مقصد

250 ملی لیٹر 0.02 M پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ(Potassium Dichromate) کا معیاری محلول کو تیار کرنا-

آلات

250ملی لیٹر والی حجمی صراحی ,، نالچہ، دھون بوتل ،قیف ، تشریحی ترازو، تشریحی اوزان کا ڈبہ، وزن کرنے کی بوتل ، چمچہ، ڈراپر وغیرہ۔

کیمیائی اشیاء

ٹھوس پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ ، کشید کیا ہوا پانی

اصول

وہ محلول جس کا ارتکاز معلوم ہو، اس محلول کو معیاری محلول کہا جاتاہے۔ جو کیمیائی اشیا ابتدائی معیاری (Primary Standard)ہوتے ہیں جیسا کہ ٹھوس پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ ایسے کیمیائی اشیا کا معیای محلول اس کی براہ راست مقدار کے وزن کے مطابق تیار کیا جا سکتا ہے۔غرض پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ کا معیاری محلو ل براہ راست تیار کیا جا سکتا ہے چونکہ اس میں تمام خصوصیات موجود ہیں جو ایک ابتدائی معیاری کیمیائی شئے میں پائی جاتی ہیں۔

محلول کا ارتکاز

ایک لیٹر محلول میں موجود منحل کے مول کی تعداد محلول کا ارتکاز کہلا تا ہے-اس کو مولاریٹی بھی کہتے ہیں اور اس کو Mسے ظاہر کرتے ہیں M- کی اکائی مول فی لیٹر(Mol/ litre) ہوتی ہے-

پوٹاشیمڈائیکرومیٹ (Potassium Dichromate)کاسالمی وزن (Molecular Weight) پوٹاشیمڈائیکرومیٹ میں موجود تمام جوہروں کی کمیت کو جمع کرنے پر حاصل ہوتا ہے۔

پوٹاشیمڈائیکرومیٹ کا سالمی ضابطہ$K_2Cr_2O_7$ ہے۔

پوٹاشیم ڈائی کرومیٹ میں موجود جوہروں کی جوہری کمیت(Atomic Mass) مندرجہ ذیل دی گئی ہیں۔

کرومیم (Chromium) کی جوہری کمیت $Cr = 52$

پوٹاشیم (Potassium) کی جوہری کمیت $K = 39$

آکسیجن (Oxygen) کی جوہری کمیت $O = 16$

پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ کا سالمی وزن اس کے سالمی ضابطہ $K_2Cr_2O_7$ سے حسب ذیل طریقہ سے معلوم کیا جاتا ہے۔

سالمی وزن $= 2 X K + 1 X Cr + 7 X O$

$= 2 X 39 + 2 X 52 + 7 X 16$

$= 78 + 104 + 112 = 294$

غرض پوٹاشیم ڈائی کرومیٹ کا گرام سالمی وزن 294 گرام ہو گا۔

آپ کو اس کے محلول کی تیاری کے لیے $K_2Cr_2O_7$ کا درکار وزن حسب ذیل ضابطہ سے محسوب کیا جاتا ہے۔

منحل کا وزن(w) = محلول کی مولاریٹی(M) × منحل کا سالمی وزن(m) × محلول کا حجم ملی لیٹر میں(V) / 1000

یا

$$w = \frac{M X m X V}{1000}$$

پوٹاشیم ڈائی کرومیٹ کا سالمی وزن = m = {(Molecular weight of Potassium dichromate)}

محلول کا حجم ملی لیٹر میں = V = (Volume (V) of solution in ml)

پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ محلول کی مولاریٹی = M = (Molarity of Potassium dichromate solution)

پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ کا وزن w = (Weight of Potassium dichromate)

$$w = \frac{0.02 X 294 X 250}{1000} = 1,47 g$$

پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ کا وزن

اس لیے 250 ملی لیٹر 0.02 M پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ کا معیاری محلول تیار کرنے کے لیے 1.47 گرام پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ درکار ہو گا۔

طریقہ عمل

1۔ تقریبا 1.47 گرام پوٹاشیم ڈائی کرومیٹ کو ایک صاف اور خشک وزن کرنے والی بوتل میں منتقل کریں۔

2۔ اب کیمیائی ترازو کے ذریعہ وزن کرنے والی بوتل اور پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ کا نہایت احتیات کے ساتھ وزن کریں جس کو W_1 سے ظاہر کیا جاتا ہے۔

3۔ وزن W_1 معلوم کرنے کے بعد پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ کو ایک 250 ml صاف شفاف خشک حجمی صراحی میں قیف کی مدد سے منتقل کریں۔

4۔ اب دھون بوتل میں کشیدہ آب لیں اور قیف میں موجود پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ کو اس پانی کی دھار سے حجمی صراحی میں اس طرح سے منتقل کریں کہ ایک بھی ذرہ قیف میں باقی نہ رہے۔ اب حجمی صراحی کو آہستہ آہستہ ہلاتے رہیں تاکہ تمام ٹھوس بخوبی حل ہو جائے۔جب آپ یہ اطمینان کرلیں کہ تمام ذرات منتقل ہوچکے ہیں تو اب مزید کشیدہ آب حجمی فلاسک میں معمولی مقدار ایک وقت میں ڈالیں اور یہ خیال رکھیں کہ حجمی صراحی کا 250ملی لیٹر والا خاص نشان اوپر رہے اور پانی کی سطح نیچے رہے۔جب بالکل قریب ہو تب قطرہ قطرہ کشیدہ آب ڈراپر کی مدد سے ڈالیں اور نشان تک پانی کو لائیں۔

5۔ اب حجمی صراحی کا ڈاٹ لگا کر حجمی صراحی کو دو یا تین بار الٹا سیدھا کریں تاکہ محلول کا ارتکاز یکساں ہو جائے۔ اب یہ محلول پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ کا معیاری محلول کہلاتا ہے۔

6۔ اب خالی وزن کرنے والی بوتل کا وزن W_2 اسی ترازو کے ذریعہ معلوم کیا جاتا ہے اور محلول کا ارتکاز مندرجہ ذیل طریقے سے محسوب کیا جاتا ہے۔

مشاہدات اور حسابی عمل

وزن کرنے والی بوتل اور ٹھوس پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ کا وزن = W1 گرام

وزن کرنے والی خالی بوتل کا وزن = W2 گرام

ٹھوس پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ کا وزن جو250 ملی لیٹر حجمی صراحی میں منتقل کیا گیا ہو گرام $W=W_1 - W_2$

پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ کے محلول کا ارتکاز(M) =

$$M = \frac{w \times 1000}{m \times V}$$

$$M = \frac{w \times 1000}{294 \times 250}$$

غرض پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ کے معیاری محلول کی مولاریٹی = -------- M

نتیجہ

پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ کے معیاری محلول کا ارتکاز =-------------M

اکائی- 4: (b): فیرس آئرن کی تخمین بذریعہ معیاری پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ محلول کے

(Estimation of Ferrous Ion Using Standard Solution of Potassium Dichromate Solution)

مقصد

فیرس آئین کا تخمینہ بذریعہ معیاری پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ محلول کے، اندرونی مظہر (Internal Indicators) کے استعمال سے۔

آلات

ظرفک، نالچہ، معیاری حجمی صراحی، مخروطی صراحی، قیف، بیکرس، گلاس چھڑ، امتحانی نلی، ڈراپر وغیرہ۔

کیمیائی اشیاء

موہر کا نمک، پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ، ڈائی فنائیل امین مظہر، فاسفورک ترشہ، سلفیورک ترشہ

نظریہ

پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ تیزابیت والے محلول میں ایک بہترین تکسیدی عامل (Oxidisng agent) کا کام کرتا ہے۔ تیزابی واسطہ میں Fe (II) کی رنگت کی تبدیلی عمل میں آتی ہے- اس عمل میں فاسفورک ترشہ (H_3PO_4) کی موجودگی ضروری ہوتی ہے۔ ڈائی فنائل آمائن اندرونی مظہر کے بطور اس تبدیلی کے لیے اہم کردار ادا کرتا ہے پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ ($K_2Cr_2O_7$) Fe^{2+} سے Fe^{3+} کی تبدیلی اور مقدار کو بھی عمل تکسید کے ذریعہ عمل میں لاتا ہے۔

تکسید تحویل عمل میں باہری مظہر کے استعمال جیسے Diphenylamine مطلوبہ ہے۔ چونکہ پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ کی موجودگی میں رنگ تبدیلی خاص نقطہ آخر تک پہنچانا کافی مشکل مرحلہ ہے اس محلول کا رنگ ہرا ہو تا جاتا ہے چونکہ پوٹاشیم ڈائی کرومیٹ سے محلول بتدریج بڑھتے حجم کے ساتھ Cr^{3+} رواں میں اضافہ ہوتا رہتا ہے مظہر ڈائی فنائل امین کی موجودگی ایک قطرہ مزید کرومیٹ رنگ کی تبدیلی گہرے جامنی مائل بلیو رنگ کو ظاہر کرتا ہے- یہ رنگ کی تبدیلی اس لیے عمل میں آتی ہے چونکہ ڈائی فنائل امین ڈائی فنائیل بینزین (Diphenyl benzene) میں تبدیل ہو جاتا ہے یہی نقطہ آخر (End point) کہلاتا ہے۔

کیمیائی تعامل

$$K_2Cr_2O_7 + 7\ H_2SO_4 + 6\ FeSO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 3\ Fe_2(SO_4)_3 + 7\ H_2O$$

طریقہ کار

100 ملی لیٹر 0.02 M معیاری پوٹاشیم ڈائی کرومیٹ کا تیار شدہ محلول۔

250 ملی لیٹر 2 N سلفیورک ترشہ کا محلول تیار کریں (Lab normality 36N)

100 ملی لیٹر موہر کے نمک کا محلول تیار کریں۔

سب سے پہلے صاف وخشک ظرفک کو لے کر کشیدہ آب سے اچھی طرح دھولیں۔ اس کے بعد معیاری $K_2Cr_2O_7$ کے محلول سے ظرفک کو صفر نشان تک بھرلیں۔ پھر ظرفک کو ظرفک اسٹینڈ میں لگادیں۔ اب نالچہ کو پہلے کشیدہ پانی سے اور پھر فیرس لوہے کے محلول سے دھولیں۔ نالچہ کی مدد سے 20 ملی لیٹر کے اس محلول کو مخروطی صراحی میں منتقل کرلیں۔ اب اس میں ایک امتحانی نلی میں 5، 2 N H_2SO_4 ملی لیٹر فاسفورک ترشہ، 50 ملی لیٹر کشیدہ پانی اور پانچ قطرہ مظہر محلول کے ملائیں۔ اس محلول کو $K_2Cr_2O_7$ کے محلول سے معائرہ کریں۔ اس عمل کے دوران صراحی میں موجود کیمیائی اشیاء کو تیزی سے ہلاتے جائیں۔ ختمی نقطہ کے قریب محلول کا رنگ بھورا نیلا ہو جائیگا۔ اب قطرہ بہ قطرہ وقفہ کے ساتھ ڈائیکرومیٹ کا محلول ملایئے جب تک کہ محلول کا رنگ بنفشی نیلا نہ ہو جائے۔ یہ رنگ مستقل ہونا چاہئے اور ڈائی کرومیٹ کے مزید اضافہ سے اس میں کوئی تبدیلی نہیں ہونی چاہئیے۔ پہلے آپ ایک سرسری معائرہ اور بعد میں صحیح معائرہ کیجیے تاکہ ختمی نقطہ کی صحیح اور نمایاں پہچان کی جائے۔ اب ظرفک کی ریڈنگ کو جدول 1.4 میں نوٹ کریں۔

مشاہدات

جدول 1.4 فیرس آئین کا تخمینہ (Estimation of Fe (II) Ions)

$K_2Cr_2O_7$ Vs Fe^{2+}

سلسلہ نمبر	فیرس محلول کا حجم ملی لیٹر میں V_1	ظرفک ریڈنگ $K_2Cr_2O_7$ کا محلول (ml)		پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ محلول کا حجم ملی لیٹر میں V_2
		ابتدائی	انتہائی	

1	20	0		
2	20	0		
3	20	0		

$$K_2Cr_2O_7 + 7\,H_2SO_4 + 6\,FeSO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 3\,Fe_2(SO_4)_3 + 7\,H_2O$$

موہر کے نمک کا محلول تیار کرنے کے لیے جو کہ معیاری نہیں ہے۔

3.9 گرام موہر کے نمک کو وزن کریں اور کم سے کم 5 ملی لیٹر پانی میں 1-2 قطرے مرتکز سلفیورک ترشہ میں موہر کے نمک کو حل پذیر کر لیں اس کے بعد اس کو 100 ملی لیٹر حجمی صراحی میں کشیدہ آب کے ذریعے ہلکا یا کرلیں خاص (Calibrated) نشان تک یہ 100 ملی لیٹر موہر کے نمک کا محلول ہو گا۔

(iv) ظرفک کو معیاری پوٹاشیم ڈائی کرومیٹ کے محلول سے کلّا کرلیں اور پھر اسٹینڈ پر فکس کرلیں اب ظرفک کو پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ کے محلول سے صفر کے نشان تک پُر کرلیں۔ اب 20 ملی لیٹر موہر کے نمک کا محلول ناپچہ میں لے کر مخروطی صراحی میں منتقل کرلیں اور اس میں 20 ملی لیٹر 2 N ،H_2SO_4 اور 2 ملی لیٹر فاسفورک ترشہ ڈالنے کے بعد ڈائی فنائل امین (Diphenylamine) مظہر کے دو یا تین قطرے شامل کرلیں۔ اس محلول کو اب ڈائی ڈائیکرومیٹ محلول جو کہ کے ظرفک میں لیئے گئے ہیں محلول کے بمقابل معائرہ کریں-اس معائرہ کو تب تک دہرایئں جب تک کہ دو یکساں یعنی Concordant reading حاصل نہ ہو جایئں۔

حسابات

فیرس سلفیٹ کا محلول	پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ کا معیاری محلول
فیرس سلفیٹ کے محلول کی مولاریٹی (M_1) =	پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ کے محلول کی مولاریٹی (M_2) =
فیرس سلفیٹ کے محلول کا حجم (V_1) =	پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ کے محلول کا حجم (V_2) =
تعامل میں فیرس سلفیٹ کے مول کی تعداد (n_1) = 6	تعامل میں پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ کے مول کی تعداد (n_2) = 1

<u>فیرس سلفیٹ کا محلول</u>　　　　<u>پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ کا میعاری محلول</u>

$$\left(\frac{M_2V_2}{n_2}\right) = \left(\frac{M_1V_1}{n_1}\right)$$

$$M_1 = \frac{M_2V_2 \times n_1}{n_2 \times V_1}$$

$$M_1 = \frac{M_2V_2 \times 6}{1 \times 20}$$

M_2 اور V_2 کی قمیتوں کو درج کر کے M_1 کی قمیت محسوب کیجیے۔

غرض موہر کے نمک کی مولاریٹی = M_1 = ------

ایک لیٹر فیرس سلفیٹ محلول میں موجود فیرس رواں کی مقدار = $56 \times M_1$ = --------- گرام فی لیٹر

100 ملی لیٹر فیرس سلفیٹ محلول میں موجود فیرس رواں کی مقدار = $100 \times 56 \times M_1 / 1000$ = ------------- گرام فی 100 ملی لیٹر

نتیجہ

1۔ فیرس سلفیٹ کے محلول کی مولاریٹی (M_1) = ------ مول فی لیٹر

2۔ ایک لیٹر فیرس سلفیٹ محلول میں موجود　　فیرس آئین کی مقدار $M_1 \times 56$ = گرام فی لیٹر) آیرن کی جوہری کمیت (56)

3- 100 ملی لیٹر فیرس سلفیٹ محلول میں موجود　　فیرس آیرن کی مقدار = -------- گرام فی 100 ملی لیٹر

مولانا آزاد نیشنل اردو یونیورسٹی

MAULANA AZAD NATIONAL URDU UNIVERSITY

B. Sc. II Semester Examination, April / May 2025

Paper- DSC-1-Lab

Paper Code: BNCH101DCP

Paper: Inorganic Chemistry – I

پرچہ: غیر نامیاتی کیمیا -I

Time/ وقت: 3 گھنٹے / Hours　　　　Maximum Marks/ جملہ نشانات: 20

1۔ 250 ملی لیٹر 0.05 M سوڈیم کاربونیٹ کے میعاری محلول کو تیار کیجیے اور دیئے گیئے 250 ملی لیٹر ہائیڈروکلوریک ترشہ کی مولاریٹی اور اس میں موجود ہائیڈروکلوریک ترشہ کی مقدار سوڈیم کاربونیٹ کے میعاری محلول کی مدد سے محسوب کرو۔

2۔ 0.05 M معیاری پوٹاشیم ڈائیکرومیٹ محلول کے ذریعہ دیئے گیئے ملی لیٹر 250 فیرس آئرن کی تخمین کیجیے؟۔

3۔ زبانی امتحان

4۔ ریکارڈ فائیل