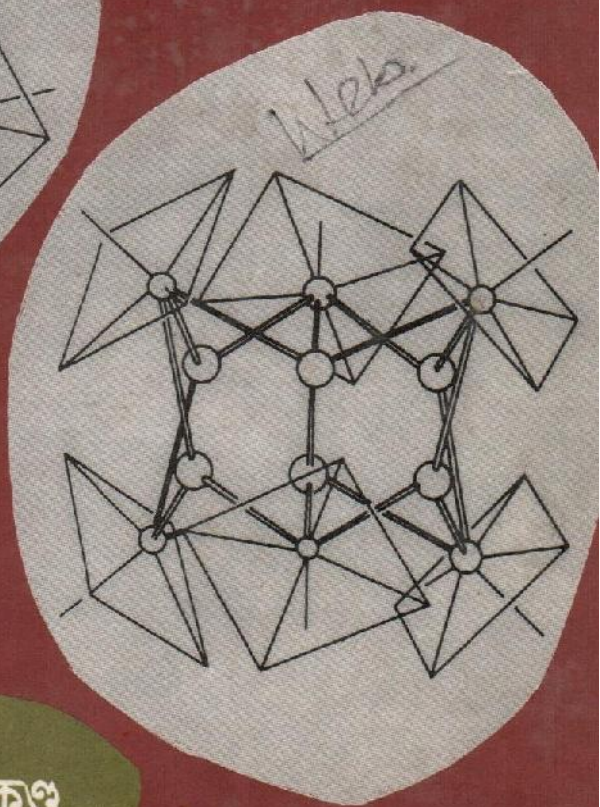
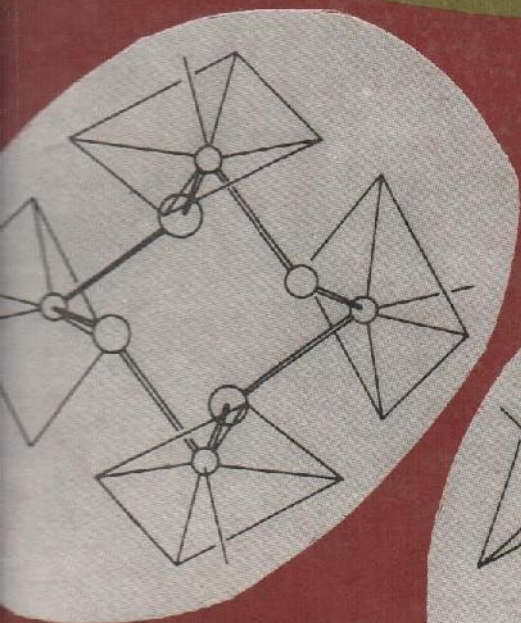


প্রধান গ্রুপ মৌলসমূহের রসায়ন



কালিপদ কুণ্ডু

Web.

প্রধান গ্রুপ মৌলসমূহের রসায়ন

[Chemistry of the Main Group Elements]

ড. কালিপদ কুণ্ডু
ভি.ফিল. (সাসেঞ্জ)
সি.কেম, এফ.আর.এস.সি
প্রফেসর, রসায়ন বিভাগ
জাহাঙ্গীরনগর বিশ্ববিদ্যালয়
সভার, ঢাকা



বাংলা একাডেমী ঢাকা

নি-৪

১১৫
৩৩
৩০/১১/০১

প্রথম প্রকাশ

আষাঢ় ১৪০৮

জুন ২০০১

বাই (২০০০-২০০১ পাঠ্যপুস্তক : ভৌ ও প্র ১১) ৪১৮৫

মুদ্রণ সংখ্যা ১২৫০

পঞ্জিলিপি প্রণয়ন ও মুদ্রণ তত্ত্বাবধান
ভৌতবিজ্ঞান ও প্রাকৌশল উপবিভাগ

ভৌ ও প্র ২১১

প্রকাশক

সুব্রত বিকাশ বড়ুয়া

পরিচালক

পাঠ্যপুস্তক বিভাগ

বাংলা একাডেমী, ঢাকা

মুদ্রক

মোঃ হামিদুর রহমান

ব্যবস্থাপক

বাংলা একাডেমী প্রেস

ঢাকা-১০০০

প্রচ্ছদ

মামুন কারসার

মূল্য : ২২০.০০

BANSDOC LIBRARY
Accession No. 17882
Date 08.04.2001

PRADHAN GROUP MALLOSAMUHER KASAYAN (Chemistry of the Main Group Elements) by Dr. Kalipada Kundu, Professor, Department of Chemistry, Jahangirnagar University, Savar, Dhaka. Published by Subrata Bikash Barua, Director, Textbook Division, Bangla Academy, Dhaka, Bangladesh. First edition, June 2001. Price : Taka 220.00.

ISBN 984-07-4194-2

উৎসর্গ

১৯৫২ সালে মহান ভাষা আন্দোলনে
অমর শহীদদের পূণ্য স্মৃতির উদ্দেশে



ভূমিকা

শিক্ষার সর্বোত্তম মাধ্যম মাতৃভাষা। আমাদের মাতৃভাষা বাংলা। কিন্তু উচ্চ শিক্ষাপ্তরে শিক্ষা গ্রহণের জন্য বাংলা ভাষায় যথেষ্ট পাঠ্যপুস্তক এখন পর্যন্ত বর্চিত হয়নি। এ অভাব পূরণের জন্য বাংলা একাডেমী কর্তৃপক্ষ স্বাধীনতার পর থেকে প্রশংসনীয় উদ্যোগ গ্রহণ করেছেন। বাংলা একাডেমীর সহযোগিতায় স্নাতক (সম্মান) এবং স্নাতকোত্তর পর্যায়ে অজৈব রসায়নের উপর আমার লেখা ছয়টি পাঠ্যপুস্তক [(১) পারমাণবিক গঠন এবং পর্যায় সারণি, (২) রাসায়নিক বন্ধন এবং অণুর আকৃতি, (৩) সম্মিশ্রণ রসায়ন, (৪) জারণ-বিজারণ এবং এসিড-বেস বিক্রিয়া, (৫) অজৈব দ্রাবকসমূহ এবং (৬) অজৈব পলিমার রসায়ন] ইতিপূর্বে প্রকাশিত হয়েছে এবং সবগুলো পুস্তক পাঠক সমাজ সদস্যের গ্রহণ করেছেন। 'প্রধান গ্রুপ মৌলসমূহের রসায়ন' (Chemistry of the Main Group Elements) আর একটি নতুন সংযোজন। বিভিন্ন ভাষায় প্রকাশিত অনেকগুলো উচ্চ মানের পুস্তকের অনুসরণে অত্যন্ত সহজ-সরল ভাষায় ২৩৯ চিত্রসহ পুস্তকটি রচিত হয়েছে। এসব পুস্তকের একটি তালিকা বই-এর শেষে দেওয়া হয়েছে। আমি এ পুস্তকগুলোর লেখক এবং প্রকাশকদের কাছে আমার ঋণ ও কৃতজ্ঞতা স্বীকার করছি। আশা করি বাংলাদেশের সকল বিশ্ববিদ্যালয়ে রসায়ন বিষয়ে স্নাতক (সম্মান) এবং স্নাতকোত্তর পর্যায়ে অধ্যয়নরত ছাত্রছাত্রীদের জন্য পুস্তকটি সহায়ক ভূমিকা পালন করবে। যাদের শিক্ষার মাধ্যম ইংরেজি ভাষা তাঁর ও এ পুস্তকটি পাঠ করে রসায়নের জটিল বিষয়গুলো সম্পর্কে অতি সহজে একটি স্বচ্ছ ধারণা অর্জন করতে সক্ষম হবেন।

পুস্তকটি রচনার জন্য আমার ছাত্রছাত্রী, সহকর্মীবৃন্দ এবং বাংলা একাডেমী কর্তৃপক্ষ আমাকে উৎসাহ দিয়েছেন। আমি তাঁদের সবাইকে আন্তরিক ধন্যবাদ জানাচ্ছি। পুস্তকটি রচনাকালে আমার স্ত্রী বর্ণা অসীম ধৈর্য ধারণ করে আমাকে সহায়তা করেছেন। সেজন্য তাঁকেও ধন্যবাদ জানাচ্ছি। বই-এর সবগুলো চিত্র আমার ছেলে খাশিস ঐকে দিয়েছে। তাকেও ধন্যবাদ।

পূর্বে প্রকাশিত আমার অন্যান্য পুস্তকের মতো এটিও পাঠক সমাজের উপকারে এলে আমার পরিশ্রম সাধক হয়েছে বলে মনে করব।

ড. কালিপদ কুণ্ডু



৫৪৬
ইসলাম
কবি-৪

সূচিপত্র

প্রথম অধ্যায় : হাইড্রোজেন	১-২৫
দ্বিতীয় অধ্যায় : GrIA (1) মৌলসমূহ : লিথিয়াম, সোডিয়াম, পটাশিয়াম, রুবিডিয়াম, সিজিয়াম এবং ফ্রান্সিয়াম	২৬-৬২
তৃতীয় অধ্যায় : GrIIA (2) মৌলসমূহ : বেরিলিয়াম, ম্যাগনেসিয়াম, ক্যালসিয়াম, স্ট্রনসিয়াম, বেরিয়াম এবং রেডিয়াম	৬৩-৯৬
চতুর্থ অধ্যায় : GrIIIA (3) মৌলসমূহ : বোরন, অ্যালুমিনিয়াম, গ্যালিয়াম, ইন্ডিয়াম এবং থ্যালিয়াম	৯৭-১৩৮
পঞ্চম অধ্যায় : GrIVA (4) মৌলসমূহ : কার্বন, সিলিকন, জার্মেনিয়াম, টিন এবং লেড	১৩৯-১৯১
ষষ্ঠ অধ্যায় : GrVA (5) মৌলসমূহ : নাইট্রোজেন, ফসফরাস, আর্সেনিক, অ্যান্টিমনি এবং বিসমথ	১৯২-২৪০
সপ্তম অধ্যায় : GrVIA (6) মৌলসমূহ : অক্সিজেন, সালফার, সেলেনিয়াম, টেলুরিয়াম এবং পোলোনিয়াম	২৪১-২৯২
অষ্টম অধ্যায় : GrVIIA (7) মৌলসমূহ : ফ্লোরিন, ক্লোরিন, ব্রোমিন, আয়োডিন এবং অ্যাক্টাইন	২৯৩-৩৩১
নবম অধ্যায় : GrVIIIA (8) বা (0) : মহান গ্যাসসমূহ	৩৩২-৩৪২
দশম অধ্যায় : GrIIB (12) মৌলসমূহ : জিংক, ক্যাডমিয়াম এবং মারকারি	৩৫০-৩৬৪
গুরুপঞ্জি	৩৬৫

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

VIII A, n															
18															
-1.001															
He															
2															
VIIA															
17															
F															
9															
Ne															
10															
35.453															
Ar															
18															
39.948															
16															
S															
16															
32.064															
Cl															
17															
35.453															
Ar															
18															
79.904															
Br															
35															
79.904															
Kr															
36															
126.904															
Xe															
54															
127.60															
Te															
52															
209															
Po															
84															
210															
At															
85															
222															
Rn															
86															
131.30															
I															
53															
127.60															
Te															
52															
209															
Po															
84															
210															
At															
85															
222															
Rn															
86															
174.97															
Lu															
71															
174.04															
Yb															
70															
168.934															
Tm															
69															
167.26															
Er															
68															
164.930															
Ho															
67															
162.50															
Dy															
66															
158.924															
Tb															
65															
157.25															
Gd															
64															
151.96															
Eu															
63															
150.35															
Sm															
62															
144.24															
Nd															
61															
143															
Pm															
61															
138.029															
Pr															
59															
140.12															
Ce															
58															
137.07															
La															
57															
138.91															
Ba															
56															
137.34															
Sr															
38															
87.62															
Rb															
37															
85.47															
Cs															
55															
226.025															
Ra															
88															
227.028															
Ac															
89															
227.028															
Th															
90															
231.036															
Pa															
91															
238.029															
U															
92															
237.048															
Np															
93															
244															
Pu															
94															
247															
Am															
95															
251															
Cf															
98															
257															
Fm															
100															
258															
Md															
101															
260															
No															
102															
269															
Lr															
103															

I															
IA															
1															
1.008															
H															
1															
2															
II A															
9.012															
Li															
3															
24.312															
Be															
4															
22.990															
Na															
11															
12															
40.08															
Ca															
20															
87.62															
Sr															
38															
137.34															
Ba															
56															
138.91															
La															
57															
137.34															
Sr															
38															
87.62															
Rb															
37															
85.47															
Cs															
55															
226.025															
Ra															
88															
227.028															
Ac															
89															
227.028															
Th															
90															
231.036															
Pa															
91															
238.029															
U															
92															
237.048															
Np															
93															
244															
Pu															
94															
247															
Am															
95															
251															
Cf															
98															
257															
Fm															
100															
258															
Md															
101															
260															
No															
102															
269															
Lr															
103															

* Lanthanide series

▲ Actinide series

প্রথম অধ্যায়
হাইড্রোজেন
[Hydrogen]

সূচনা (Introduction)

মহাবিশ্ব সকল মৌলের মধ্যে হাইড্রোজেনের প্রাচুর্যই সবচেয়ে বেশি। মনে করা হয় যে 92% হাইড্রোজেন, 7% হিলিয়াম এবং 1% অন্য সকল মৌলের সমন্বয়ে মহাবিশ্ব গঠিত। কিন্তু এত ক্ষুদ্র একটি মৌলকে ধরে রাখার জন্য পৃথিবীর মাধ্যাকর্ষণ শক্তি যথেষ্ট না হওয়ায় পৃথিবীর বায়ুমণ্ডলে H_2 এর পরিমাণ খুবই নগণ্য, যদিও আগ্নেয়গিরি থেকে নির্গত গ্যাস মিশ্রণে কিছু পরিমাণ H_2 উপস্থিত থাকে। পক্ষান্তরে, ভূ-ত্বকে যৌগ অবস্থায় হাইড্রোজেন প্রচুর পরিমাণে উপস্থিত থাকে। ভূ-ত্বকে গঠনে ব্যবহৃত সকল মৌলের মধ্যে প্রাচুর্যের দিক দিয়ে এর অবস্থান দশম, ওজনের দিক দিয়ে ভূ-ত্বকের 0.152% হলে হাইড্রোজেন। সাগরে বিপুল পরিমাণ হাইড্রোজেন পানি সৃষ্টি করে অবস্থান করে। হাইড্রোজেনের দৌণসমূহ অতুল পরিমাণে পাওয়া যায়, যেমন পানি, পেট্রোলিয়াম, প্রাকৃতিক গ্যাস, কার্বোহাইড্রেট, প্রোটিন, কফল, অ্যামোনিয়া, এসিড ইত্যাদি হাইড্রোজেন যৌগ। বাস্তবিকপক্ষে সকল মৌলের মধ্যে হাইড্রোজেনই সবচেয়ে বেশি সংখ্যক যৌগ গঠন করে।

ইলেকট্রন বিন্যাস (Electronic structure)

সকল পরমাণুর মধ্যে হাইড্রোজেনের গঠন সরলতম। নিউক্লিয়াসে একটি প্রোটন এবং ইলেকট্রন কক্ষপথে একটি ইলেকট্রন দিয়ে এর পরমাণু গঠিত। এর ইলেকট্রন বিন্যাস $1s^1$ ।

হাইড্রোজেনের আইসোটোপসমূহ (Isotopes of hydrogen)

প্রাকৃতিকভাবে প্রাপ্ত হাইড্রোজেন তিন প্রকার আইসোটোপের সমষ্টি : প্রোটিয়াম 1H বা H , ডিউটেরিয়াম 2H বা D এবং ট্রাইটিয়াম 3H বা T । প্রোটিয়াম বা সাধারণ হাইড্রোজেনের নিউক্লিয়াসে কেবল একটি প্রোটন দ্বারা গঠিত। কিন্তু ডিউটেরিয়াম এবং ট্রাইটিয়াম উভয়ের নিউক্লিয়াসে একটি প্রোটন এবং যথাক্রমে একটি বা দুটি নিউট্রন উপস্থিত থাকে। তিনটি আইসোটোপের মধ্যে প্রোটিয়ামের প্রাচুর্য সর্বাধিক। স্বাভাবিকভাবে প্রাপ্ত হাইড্রোজেনে 99.986% প্রোটিয়াম, 0.014% ডিউটেরিয়াম এবং 7×10^{-10} % ট্রাইটিয়াম থাকে। অতএব হাইড্রোজেনের ধর্ম মূলত প্রোটিয়ামেরই ধর্ম।

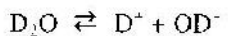
সবগুলো আইসোটোপের ইলেকট্রন বিন্যাস এক রকম বলে এদের রাসায়নিক ধর্ম বিশেষ কোনো পার্থক্য নেই। যে রাসায়নিক ধর্মগুলোতে কিছু পার্থক্য লক্ষ্য করা যায় তা হলো রাসায়নিক বিক্রিয়ার গতি এবং সমাঙ্কবক। ভরের পার্থক্যের কারণে আইসোটোপগুলোর ধর্ম যে পার্থক্য সৃষ্টি

হয় তাকে “আইসোটোপীয় প্রভাব” (isotopic effect) বলা হয়। হাইড্রোজেন অত্যন্ত হালকা মৌল হওয়ায় ^1H , ^2H এবং ^3H এর ভরের শতকরা পার্থক্য অন্য যে কোনো মৌলের আইসোটোপগুলোর ভরের শতকরা পার্থক্য থেকে বেশি ফলে অন্য সকল মৌলের আইসোটোপগুলোর তুলনায় হাইড্রোজেনের আইসোটোপগুলোর ভৌত ধর্মে বেশি পার্থক্য লক্ষ্য করা যায়। ১.১ নং সারণিতে H_2 , D_2 এবং T_2 এর কতিপয় ভৌত ধর্ম উল্লেখ করা হয়েছে।

সারণি ১.১ : হাইড্রোজেন, ডিউটিরিয়াম এবং ট্রাইটিয়ামের ভৌত ধর্ম।

ভৌত ধর্ম	H_2	D_2	T_2
আণবিক ভর (amu)	2.0156	4.0282	6.0320
গলনাংক ($^{\circ}\text{C}$)	-259.0	-254.3	-252.4
স্ফুটনাংক ($^{\circ}\text{C}$)	-252.6	-249.3	-248.0
বন্ধন দৈর্ঘ্য (\AA)	0.7414	0.7414	0.7414
বন্ধন শক্তি (kJ mol^{-1}) [*]	435.9	443.4	446.9
গলনের সুপ্ত তাপ (kJ mol^{-1})	0.117	0.197	0.250
বাষ্পীভবনের সুপ্ত তাপ (kJ mol^{-1}) [*]	0.904	1.226	1.393
সংকট তাপমাত্রা ($^{\circ}\text{C}$)	-239.8	-234.65	-232.4
সংকট চাপ (atm)	12.98	16.43	18.1
শূন্য বিন্দু শক্তি (kJ mol^{-1})	25.9	18.5	15.1

Cl_2 এর সাথে D_2 এর তুলনায় H_2 এর বিক্রিয়ার বেগ আনুমানিক 13 গুণ বেশি। আবার D_2O এর তুলনায় H_2O আনুমানিক 3 গুণ বেশি বিয়োজিত হয়। H_2O এর বিয়োজন ধ্রুবকের মান 1.0×10^{-14} কিন্তু D_2O এর বিয়োজন ধ্রুবক 3.0×10^{-15} ।



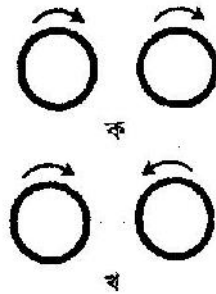
O-H বন্ধন O-D বন্ধনের তুলনায় সহজে ভাঙে। ফলে পানিকে তড়িৎ-বিশ্লেষণ করলে D_2 এর তুলনায় H_2 প্রচুর গতিতে উৎপন্ন হয় এবং অবশিষ্ট পানিতে D_2O এর পরিমাণ বেড়ে যায়। যদি অধিক পরিমাণ পানির তড়িৎ-বিশ্লেষণ করে খুব অল্প পরিমাণ পানি অবশিষ্ট থাকে তাহলে এর বেশিরভাগই D_2O হয়। ১.১ নং সারণি থেকে দেখা যায় হাইড্রোজেনের বন্ধন শক্তির মান অতি উচ্চ, অধিকংশ একক বন্ধন শক্তির তুলনায় H-H বন্ধন শক্তির মান বেশি। এ কারণেই সাধারণ তাপমাত্রায় H_2 বেশি সক্রিয় নয়।

অর্থাৎ এবং প্যারা হাইড্রোজেন (Ortho and para hydrogen)

হাইড্রোজেন অণু H_2 দুটি পৃথক অবস্থায় থাকতে পারে : অর্থাৎ এবং প্যারা হাইড্রোজেন। ইলেকট্রনের মতো পরমাণুর নিউক্লিয়াসেরও স্পিন গতি থাকে। H_2 অণুতে দুটি নিউক্লিয়াসের স্পিন

* 25°C তাপমাত্রায় নির্ণীত।

এই একই দিকে (সমান্তরাল স্পিন) অথবা পরস্পর উল্টা দিকে (বিপরীত স্পিন) থাকতে পারে (চিত্র ১.১)। ফলে হাইড্রোজেন অণুর দুটি স্পিন সমাণু পাওয়া যায় : অর্থাৎ হাইড্রোজেন এবং পরমাণু হাইড্রোজেন।



চিত্র ১.১ : অর্থাৎ এবং প্যারা হাইড্রোজেন : (ক) সমান্তরাল স্পিনবিশিষ্ট অর্থাৎ হাইড্রোজেন ;
(খ) বিপরীত স্পিনবিশিষ্ট প্যারা হাইড্রোজেন।

অর্থাৎ এবং প্যারা হাইড্রোজেনের অভ্যন্তরীণ শক্তির পার্থক্যের কারণে এদের ভৌত ধর্মে (যেমন স্ফুটনাংক, আপেক্ষিক তাপ এবং তাপ পরিবাহিতা) কিছু পার্থক্য লক্ষ্য করা যায়। প্যারা সমাণুটি নিম্ন শক্তিবিশিষ্ট এবং পরম শূন্য তাপমাত্রায় গ্যাসটি 100% প্যারা অবস্থায় থাকে। তাপমাত্রা বৃদ্ধি করলে কিছু পরিমাণ প্যারা সমাণু অর্থাৎ সমাণুতে পরিণত হয়। উচ্চ তাপমাত্রায় গ্যাসটিতে প্রায় 75% অর্থাৎ হাইড্রোজেন থাকে। তরল বাতাসের তাপমাত্রায় শীতলীকৃত চারকোল (charcoal) পূর্ণ একটি নলের মধ্য দিয়ে হাইড্রোজেন গ্যাস চালনা করলে প্যারা হাইড্রোজেন পাওয়া যায়। এভাবে প্রাপ্ত প্যারা হাইড্রোজেনকে একটি কাঁচ পাত্রে সাধারণ তাপমাত্রায় কয়েক সপ্তাহের জন্য সংরক্ষণ করা যায়, কারণ প্রভাবকের অনুপস্থিতিতে অর্থাৎ প্যারা রূপান্তর অতি ধীর গতিতে চলে। সুবিধাজনক প্রভাবকগুলো হলো সক্রিয় চারকোল, পারমাণবিক হাইড্রোজেন Fe, Ni, Pt ইত্যাদি ধাতু এবং O_2 , NO , NO_2 , Co^{2+} ইত্যাদি প্যারাম্যাগনেটিক পদার্থ।

পর্যায় সারণিতে অবস্থান (Position in the periodic table)

হাইড্রোজেন পর্যায় সারণির প্রথম মৌল এবং এটি তুলনাহীন। প্রথম পর্যায়ের মাত্র দুটি মৌল থাকে : হাইড্রোজেন এবং হিলিয়াম। হাইড্রোজেন যথেষ্ট সক্রিয় কিন্তু হিলিয়াম নিষ্ক্রিয়। শূন্য গ্রুপে অবস্থিত অন্য মহান গ্যাসগুলোর সাথে হিলিয়ামের গঠন এবং ধর্মে যথেষ্ট মিল রয়েছে। কিন্তু হাইড্রোজেনের ধর্মকে পর্যায় সারণির কোনো গ্রুপের মৌলের ধর্মের সাথে সঠিকভাবে সম্পর্কিত করা যায় না। এজন্য হাইড্রোজেনকে এককভাবে পর্যায় সারণিতে একটি পৃথক স্থান দেওয়া অধিক যুক্তিসঙ্গত বলে মনে হয়।

ক্ষার ধাতুর মৌলের ইলেকট্রনিক কাঠামোর সাথে হাইড্রোজেনের ইলেকট্রনিক কাঠামোর মিল রয়েছে। উভয়েরই শেষ কক্ষপথে একটি ইলেকট্রন থাকে। কিন্তু রাসায়নিক বিক্রিয়ার ক্ষার ধাতুগুলো এ ইলেকট্রনটি ছেড়ে দিয়ে সর্বদাই M^+ আয়ন গঠন করে। যদিও H^+ আয়ন গঠিত হয়, হাইড্রোজেনের ক্ষেত্রে তার একমাত্র ইলেকট্রনটি আর একটি ইলেকট্রনের সাথে শেয়ার করে সমযোজী বন্ধন গঠনের প্রবণতাই বেশি।

কোনো কোনো দিক দিয়ে হাইড্রোজেনের ইলেকট্রনিক গঠনকে গ্রুপ VIIA(17) এ অবস্থিত হ্যালোজেন মৌলগুলোর ইলেকট্রনিক গঠনের সাথেও সম্পর্কিত মনে করা যায়। উভয় ক্ষেত্রে মহান গ্যাস ইলেকট্রন বিন্যাস থেকে মাত্র একটি ইলেকট্রন কম থাকে। অনেকগুলো বিক্রিয়াম হ্যালোজেন পরমাণুগুলো একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে X^- আয়ন গঠন করে। হাইড্রোজেন স্বাভাবিকভাবে

H⁻ অয়ন গঠন করে না কিন্তু তীব্র ইলেকট্রোপজিটিভ মৌলের সাথে এটি আয়নিক হাইড্রাইড M⁺H⁻ গঠন করে (উদাহরণ : NaH, KH ইত্যাদি)।

আবার গ্রুপ IVA (14) মৌলগুলোর ইলেকট্রনিক গঠনের সাথেও হাইড্রোজেনের ইলেকট্রনিক গঠনের কিছু মিল লক্ষ্য করা যায়। উভয় ক্ষেত্রে মৌলগুলোর শেষ কক্ষপথটি ইলেকট্রন দ্বারা অর্ধেক পূর্ণ। জৈবধাতব যৌগগুলোর সাথে হাইড্রাইড যৌগগুলোর কিছু মিল রয়েছে। যেমন, CH₃- এবং H- উভয়েরই একটি যোজনী অবশিষ্ট থাকে। এজন্য হাইড্রাইড যৌগগুলোকে অনেক সময় জৈবধাতব যৌগগুলোর শ্রেণিভুক্ত সদস্য মনে করা হয়। উদাহরণ : LiH, LiMe, LiEt ; SiH₄, MeSiH₃, Me₂SiH₂, Me₃SiH, Me₄Si।

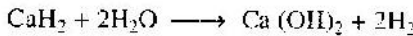
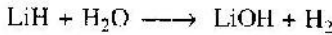
এ আলোচনা থেকে বুঝা যায়, হাইড্রোজেন একাই একটি একক গ্রুপ, যার তুলনীয় আর কোনো মৌল নেই।

হাইড্রোজেনের প্রস্তুত পদ্ধতিসমূহ (Methods of preparation of hydrogen)

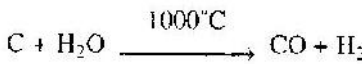
১। ল্যাবরেটরিতে সক্রিয় ধাতু এবং পাতলা এসিডের বিক্রিয়া করে অথবা ক্ষার দ্রবণের সাথে অক্সিমিনিয়ামের বিক্রিয়া করে হাইড্রোজেন প্রস্তুত করা হয়।



২। আয়নিক হাইড্রাইডের সাথে পানির বিক্রিয়া করেও ল্যাবরেটরিতে হাইড্রোজেন প্রস্তুত করা হয়।



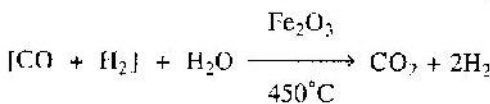
৩। বাণিজ্যিকভাবে লোহিত তপ্ত কোক চূর্ণের উপর দিয়ে স্টীম চালনা করে অল্প খরচে অধিক পরিমাণে হাইড্রোজেন প্রস্তুত করা হয়। বিক্রিয়র প্রাপ্ত গ্যাস মিশ্রণকে পানি গ্যাস বলা হয় যা CO এবং H₂ এর একটি মিশ্রণ। শিল্পক্ষেত্রে এটি একটি গুরুত্বপূর্ণ জ্বালানি। কারণ এর দহনে প্রচুর তাপ পাওয়া যায়।



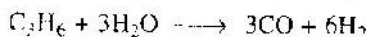
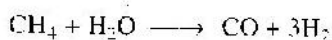
পানি গ্যাস



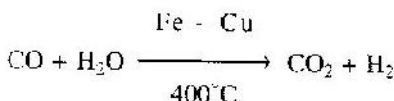
বিক্রিয়া থেকে প্রাপ্ত গ্যাস মিশ্রণকে উচ্চচাপে শীতল করে CO-কে তরল করা যায় এবং এভাবে H₂ পৃথক করা যায়। একটি বিকল্প পদ্ধতিতে পানি গ্যাসকে স্টীমের সাথে বিক্রিয়া করে CO₂ এবং H₂ গ্যাসের মিশ্রণে পরিণত করা হয়। উচ্চ চাপে পানিতে দ্রবীভূত করে অথবা K₂CO₃ দ্রবণের সাথে বিক্রিয়া করে সহজেই CO₂ মুক্ত করা যায়। এভাবে হাইড্রোজেন গ্যাস পাওয়া যায়।



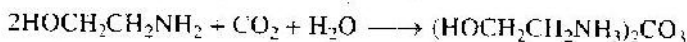
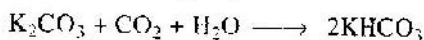
৪। প্রাকৃতিক গ্যাস থেকে প্রাপ্ত মিথেন এবং অন্যান্য নিম্ন আণবিক ওজনবিশিষ্ট হাইড্রোকার্বনকে স্ট্রীমের সাথে মিশ্রিত করে ৪০০°C তাপমাত্রায় উত্তপ্ত নিকেল প্রভাবকের উপর দিয়ে চালনা করেও হল্প খরচে বাণিজ্যিকভাবে অধিক পরিমাণ হাইড্রোজেন প্রস্তুত করা হয়।



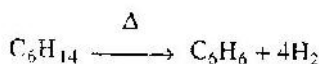
বিক্রিয়া থেকে প্রাপ্ত গ্যাস মিশ্রণকে 'সিন্থেসিস গ্যাস' (Synthesis gas) বলা হয়। এ গ্যাসকে ৪০০°C তাপমাত্রায় শীতল করে স্ট্রীমের সাথে মিশিয়ে Fe-Cu প্রভাবকের উপর দিয়ে চালনা করা হয়। ফলে কার্বন মনোক্সাইড কার্বন ডাইক্সাইডে পরিণত হয়



অবশেষে CO_2 গ্যাসকে K_2CO_3 দ্রবণ অথবা ইথানল-অ্যামিন দ্রবণে শোষিত করে হাইড্রোজেন পৃথক করা হয়। উত্তপ্ত করে K_2CO_3 এবং ইথানল অ্যামিন পুনরুদ্ধার করা যায়।



৫। পেট্রোলিয়াম শোধনগারে উচ্চ আণবিক ওজনবিশিষ্ট হাইড্রোকার্বনকে উত্তপ্ত করে ভেঙে নিম্ন আণবিক ওজনবিশিষ্ট হাইড্রোকার্বনে পরিণত করা হয় য' পেট্রোল হিসেবে ব্যবহৃত হয়। এ পদ্ধতিতে একটি উপজাত হিসেবে প্রচুর পরিমাণে হাইড্রোজেন পাওয়া যায়।



৬। পানির তড়িৎ বিশ্লেষণ করে অতিবিশুদ্ধ হাইড্রোজেন প্রস্তুত করা যায়। এটি একটি ব্যয় বহুল পদ্ধতি। পানি বিদ্যুতের সুপরিবাহী নয় বলে সাধারণভাবে NaOH অথবা KOH এর একটি জলীয় দ্রবণকে তড়িৎবিশ্লেষণ করা হয়।



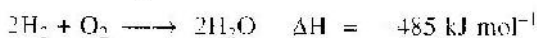
৭। বাইনের তড়িৎ বিশ্লেষণ করে NaOH উৎপাদন শিল্পেও একটি উপজাত হিসেবে প্রচুর পরিমাণে বিশুদ্ধ হাইড্রোজেন পাওয়া যায়।

হাইড্রোজেনের ধর্ম (Properties of hydrogen)

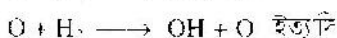
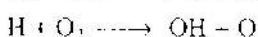
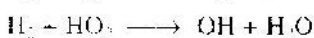
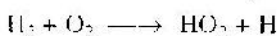
হাইড্রোজেন সকল গ্যাসের মধ্যে সবচেয়ে হালকা। এর কোনো রং এবং গন্ধ নেই এবং এটি পানিতে প্রায় অদ্রবণীয়। হাইড্রোজেন বি-পরমাণুক অণু গঠন করে এবং দুটি পরমাণু একটি অতি সর্বন সমযোজী বন্ধন গঠন করে যুক্ত হয় (বন্ধন শক্তি = $435.9 \text{ kJ mol}^{-1}$)।

স্বাভাবিক অবস্থায় হাইড্রোজেন খুব সক্রিয় নয়। অন্য একটি মৌলের বিক্রিয়ার জন্য H₂ বন্ধন ভাঙা প্রয়োজন। এর জন্য অতি উচ্চ শক্তির প্রয়োজন, এজন্য হাইড্রোজেনের বিক্রিয়ার

সক্রিয় শক্তির মান খুব উচ্চ। ফলে অধিকাংশ বিক্রিয়াই ধীর গতিতে চলে এবং বিক্রিয়ার জন্য উচ্চ তাপমাত্রা অথবা প্রভবকের প্রয়োজন হয়। হাইড্রোজেন অক্সিজেনের সাথে মিলিত হয়ে পানি গঠন করে। এ বিক্রিয়া থেকে প্রচুর তাপ পাওয়া যায়।



এটি একটি শৃঙ্খল বিক্রিয়া এবং বিক্রিয়াটি শুরুর জন্য অল্প স্ফুল্দি প্রয়োজন।

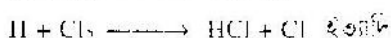
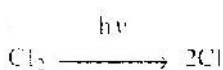


বিক্রিয়া চলাকালে OH রেডিক্যালের উপস্থিতি বর্ণালিমিতিক পরীক্ষা দ্বারা শনাক্ত করা যায়।

হাইড্রোজেনের সাথে হাইড্রোজেন সালফার বিক্রিয়া করে। ফ্লোরিনের সাথে নিম্ন তাপমাত্রায় এবং অন্ধকারেও বিক্রিয়া ঘটে। ক্লোরিনের সাথে বিক্রিয়া অন্ধকারে অতি ধীরগতিতে চলে, কিন্তু আলোর উপস্থিতিতে অতি দ্রুত বিক্রিয়া সংঘটিত হয়।



আলোর উপস্থিতিতে হাইড্রোজেনের সাথে ক্লোরিনের বিক্রিয়াটিও একটি শৃঙ্খল বিক্রিয়া যার প্রথম ধাপে আলো শোষণ করে C-Cl বন্ধনটি ভেঙে যায়।



H_2 এবং I_2 এর সাথে H_2 উচ্চ তাপমাত্রায় বিক্রিয়া করে।

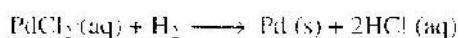


এ বিক্রিয়া দুটিতেও প্রথমে হাইড্রোজেন অণুর বিয়োজন ঘটে।

হাইড্রোজেনের সাথে উত্তপ্ত করলে অনেকগুলো ধাতু তাদের হাইড্রাইড যৌগ গঠন করে।



ধাতুর অক্সাইড এবং হ্যালাইডগুলো হাইড্রোজেনের সাথে উত্তপ্ত করলে বিজারিত হয়ে ধাতু গঠন করে অথবা ধাতুর কে ধাতু নিম্ন তাপে সংখ্যা বিশিষ্ট যৌগ সৃষ্টি করে।

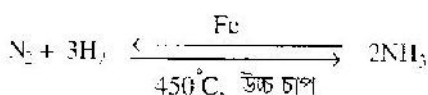


প্যালডিয়াম (II) ক্লোরাইডের জলীয় দ্রবণ অতি সহজেই হাইড্রোজেন দ্বারা বিক্রান্ত হয়। হাইড্রোজেনের উপস্থিতি শনাক্ত করার পরীক্ষা হিসেবে এ বিক্রিয়াটি ব্যবহার করা হয়।

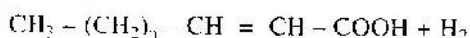
হাইড্রোজেনের ব্যবহার (Uses of hydrogen)

হাইড্রোজেনের প্রধান ব্যবহারগুলো নিচে উল্লেখ করা হলো।

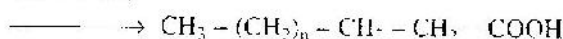
১। হাইড্রোজেনের সবচেয়ে বড় ব্যবহার হলো নাইট্রোজেনের সাথে বিক্রিয়া করে অ্যামোনিয়া প্রস্তুতি।



২। অসম্পূর্ণ তরল টার্ট্রিক অ্যাসিডের হাইড্রোজিনেশন করে সম্পূর্ণ কঠিন মার্জারিন প্রস্তুতেও প্রচুর পরিমাণ হাইড্রোজেন ব্যবহৃত হয়।



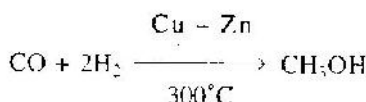
Ni; অথবা Pd



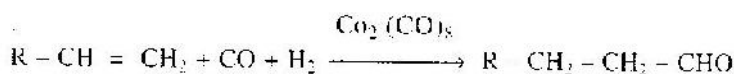
৩। রঙিন শিল্প নাইট্রোবেনজিনকে বিজারণ করে অ্যানিলিন প্রস্তুত করার জন্য হাইড্রোজেন ব্যবহৃত হয়।

৪। নাইলন-৬৬ প্রস্তুতের প্রথম ধাপে বেনজিনের প্রভাবকীয় বিজারণ করে সাইক্লোহেক্সেন প্রস্তুত করার জন্য হাইড্রোজেন ব্যবহার করা হয়।

৫। কার্বন মনোক্সাইড থেকে মিথানল প্রস্তুত করার জন্য হাইড্রোজেন ব্যবহার করা হয়।



৬। হাইড্রোফর্মাইজেশন বিক্রিয়ায় অ্যালডিহাইড প্রস্তুত করার জন্য হাইড্রোজেন ব্যবহার করা হয়।



৭। সরাসরি ক্লোরিনের সাথে বিক্রিয়া করে হাইড্রোক্লোরিক এসিড প্রস্তুত করার জন্য হাইড্রোজেন ব্যবহার করা হয়।



৮। কিছু কিছু অক্সাইড আকরিক থেকে ধাতু নিষ্কাশনের জন্য হাইড্রোজেন ব্যবহার করা হয়।



৩. বাতু বালাই এবং ধাতু কাটার কাজে ব্যবহৃত অক্সিজেন-ড্রাজেন শিখা প্রস্তুতের জন্য হাইড্রোজেন ব্যবহার করা হয়।

৪. রাসায়নিক জ্বালানী হিসেবে তরল হাইড্রোজেন ব্যবহার করা হয়।

হাইড্রোজেনের বন্ধন গঠনের পদ্ধতিসমূহ (Methods of bond formation by hydrogen)

হাইড্রোজেনের বন্ধন গঠন প্রধানত নিচের তিন প্রকার ইলেকট্রনিক পদ্ধতিতে গঠিত পড়ে :

(১) যোজনী স্তরের $1s$ ইলেকট্রনটি ত্যাগ করে : এ পদ্ধতিতে একটি প্রোটন সৃষ্টি হয়। বিশেষ পরমাণুর আকার ($r \sim 10^{-8}$ cm) এর তুলনায় H^+ আয়নের আকার ($r \sim 1.5 \times 10^{-10}$ cm) অতি ক্ষুদ্র। নিউক্লিয়াসের চার্জ ঢেকে রাখার জন্য কোনো ইলেকট্রন খোলক লাগবে। H^+ অয়নটি অন্য পরমাণুগুলোর ইলেকট্রন মেঘকে অতি সহজে নিজের দিকে টেনে নিয়ে তার সাথে যুক্ত হয়। একজন মুক্ত H^+ আয়ন কখনো পাওয়া যায় না। এটি সর্বদাই অন্য অণুর সাথে যুক্ত অবস্থায় থাকে, যেমন H_3O^+ , NH_4^+ ইত্যাদি।

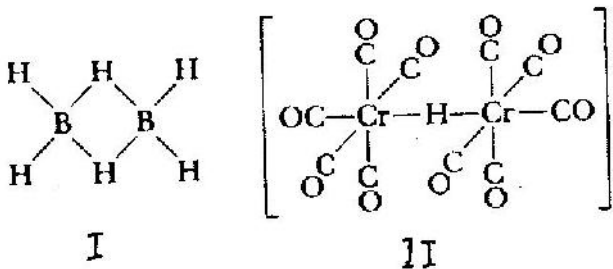
(২) একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে : হাইড্রোজেন পরমাণু একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে H^- অয়ন গঠন করতে পারে এবং এভাবে এটি হিলিয়াম পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে। এ অয়নটি কেবল কেলসে সুস্থিত (উদাহরণ : NaH , CaH_2)। সর্বশেষ এটি সুস্থিত নয়। নিউক্লিয়াসের একটি মাত্র প্রোটিন কক্ষপথে অবস্থিত দুটি ইলেকট্রনকে যথেষ্ট পরিমাণ বলের সহযোগে আকর্ষণ করতে পারে না। ফলে H^- আয়নের আকার খুব বড় হয় (He পরমাণুর আকার থেকে H^- আয়নের আকার অনেক বড়)। কক্ষপথের ইলেকট্রন দুটি নিউক্লিয়াসের দুর্বল আকর্ষণ বল দ্বারা আকর্ষিত হতে পারে H^- আয়নের সুস্থিতি খুব কম।

(৩) অন্য পরমাণুর একটি ইলেকট্রনের সাথে নিজের ইলেকট্রনটি শেয়ার করে :

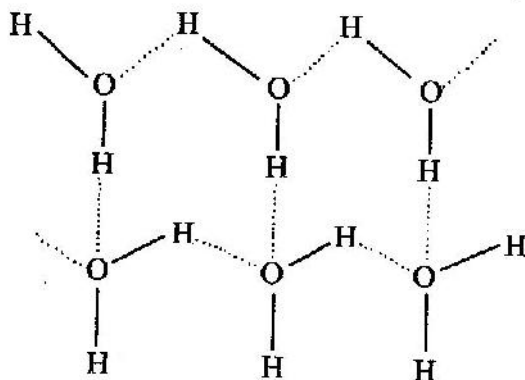
এখানে মৌলসমূহ এবং অনেকগুলো ধাতব মৌল হাইড্রোজেনের সাথে এক জোড়া ইলেকট্রন শেয়ার করে একটি সমযোজী বন্ধন গঠন করে। উদাহরণ : CH_4 , H_2O , NH_3 ইত্যাদি। বন্ধন গঠনের জন্য এ পদ্ধতিটিই সবচেয়ে বেশি ঘটিতে দেখা যায়।

উল্লিখিত তিন ধরনের বন্ধন গঠন ছাড়াও হাইড্রোজেন আরো কয়েক ধরনের বন্ধন গঠন করতে পারে যা অন্য মৌলগুলো পাবে না। নিচে এরপ দুই প্রকার বন্ধনের উল্লেখ করা হলো।

১। হাইড্রোজেন-সেতু বন্ধন : ইলেকট্রন ঘাটতি বৌগসমূহে এবং অবস্থান্তর ধাতুর জটিল বৌগসমূহে হাইড্রোজেন-সেতু বন্ধন দেখা যায়। এরপ বন্ধনে হাইড্রোজেন তার একমাত্র ইলেকট্রন সংবলিত একটি $1s$ অববিটাল দিয়ে একইসাথে একাধিক পরমাণুর পরমাণবিক অববিটালের সাথে আন্তঃক্রম করে বহু-কেন্দ্রিক সেতুবন্ধন সৃষ্টি করে। উদাহরণ :



২। হাইড্রোজেন বন্ধন : অধিক ইলেকট্রোনেগেটিভ মৌলের সাথে সমযোজী বন্ধনের মাধ্যমে হাইড্রোজেন যুক্ত হলে একপ হাইড্রোজেন আর একটি ইলেকট্রোনেগেটিভ পরমাণুর সাথে একটি দুর্বল ইলেকট্রোস্ট্যাটিক আকর্ষণ বল দ্বারা যুক্ত হতে পারে। এ দুর্বল ইলেকট্রোস্ট্যাটিক আকর্ষণ বলকে হাইড্রোজেন বন্ধন বলা হয়। যেমন পানির অণুগুলোর মধ্যে হাইড্রোজেন বন্ধন গঠিত হয়।



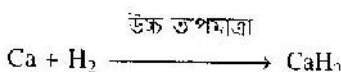
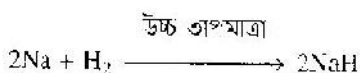
হাইড্রাইডসমূহ (Hydrides)

হাইড্রোজেনের সাথে অন্য যে কোনো মৌলের দ্বি-মৌল যৌগসমূহকে (binary compounds) হাইড্রাইড বলা হয়। একটি মৌল কোন ধরনের হাইড্রাইড গঠন করবে তা ঐ মৌলের ইলেকট্রোনেগেটিভিটির মনের উপর নির্ভর করে। হাইড্রাইড যৌগগুলোকে তিনটি বৃহৎ শ্রেণীতে বিভক্ত করা যায় এরা হলো :

- ১। আয়নিক বা লবণসদৃশ হাইড্রাইড
- ২। সমযোজী বা আণবিক হাইড্রাইড
- ৩। ধাতব বা ইন্টারমিডিয়েট হাইড্রাইড

আয়নিক বা লবণসদৃশ হাইড্রাইড (Ionic or saltlike hydrides) : উচ্চ তাপমাত্রায় $\text{GrIA}(1)$ বাতাসমূহ (কার ধাতুসমূহ) এবং $\text{GrIIA}(2)$ এর অন্তর্ভুক্ত ভারী ধাতুসমূহ Ca, Sr, Ba হাইড্রোজেনের সাথে পরস্পরি বিক্রিয়া করে আয়নিক বা লবণসদৃশ হাইড্রাইড গঠন করে

উদাহরণ :



এরা উচ্চ গলনাংকবিশিষ্ট কাঠিন পদার্থ এবং এদের গঠন লবণের মতো। এরূপ যৌগে আয়নিক বন্ধন উপস্থিত থাকে। এরূপ বন্ধনের স্বপক্ষে নিম্নলিখিত যুক্তিগুলো উপস্থাপন করা যায় :

১। তাপ বিগলিত LiH (m.p. 691°C) বিদ্যুৎ পরিবহন করে এবং অ্যানোডে হাইড্রোজেন গ্যাস উৎপন্ন হয়; পরীক্ষাটি যৌগে H^- আয়নের উপস্থিতি প্রমাণ করে।

২। অন্য আয়নিক হাইড্রাইডগুলো তাদের গলনাংকে বিয়োজিত হয়। কিন্তু এদেরকে তাপবিগলিত ক্ষার ধাতুর হ্যানাইড লবণে দ্রবীভূত করে তড়িৎ বিশ্লেষণ করা যায় এবং তড়িৎ বিশ্লেষণের ফলে অ্যানোডে হাইড্রোজেন পাওয়া যায়। যেমন তাপবিগলিত (LiCl/KCl) মিশ্রণে CaH_2 দ্রবীভূত করে বিদ্যুৎ বিশ্লেষণ করলে অ্যানোডে হাইড্রোজেন উৎপন্ন হয়।

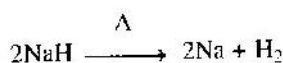
৩। আয়নিক হাইড্রাইড যৌগগুলোর কেলাসের গঠন X-রশ্মি বিশ্লেষণ পরীক্ষা দ্বারা নির্ণয় করে সন্দেহাতীতভাবে প্রমাণ করা হয়েছে যে এরূপ যৌগে কোনো সমযোজী বন্ধন উপস্থিত থাকে না।

আয়নিক হাইড্রাইড যৌগগুলোর ঘনত্ব এরা যে ধাতু থেকে গঠিত হয় তার ঘনত্ব অপেক্ষা বেশি হয়। ধাতুর ল্যাটিসকে কোনোরূপে বিকৃত না করে ল্যাটিসে উপস্থিত গর্তগুলোর মধ্যে H^- আয়ন অবস্থিত থাকে বলেই হাইড্রাইডগুলোর ঘনত্ব বিশুদ্ধ ধাতুর ঘনত্ব থেকে বেশি হতে পারে।

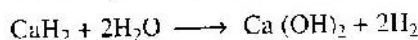
যে সব ধাতুর ইলেকট্রোনিগেটিভিটির মান হাইড্রোজেনের ইলেকট্রোনিগেটিভিটির মান (2.1) থেকে যথেষ্ট কম কেবল তারাই আয়নিক হাইড্রাইড গঠন করতে পারে। এসব ধাতু থেকে হাইড্রোজেন ইলেকট্রন গ্রহণ করে H^- এবং M^+ আয়ন সৃষ্টি করতে পারে।

একই পর্যায়ে অবস্থিত Gr IIA(2) ধাতুর হাইড্রাইডগুলোর তুলনায় Gr IA(1) ধাতুর হাইড্রাইডগুলো বেশি সক্রিয় হয় এবং যে কোনো গ্রুপের ধাতুর হাইড্রাইডগুলোর সক্রিয়তা গ্রুপের নিচের দিকে ক্রমশ বাড়তে থাকে।

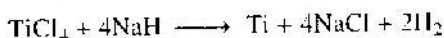
লিথিয়াম হাইড্রাইড বাদে অন্য সবগুলো আয়নিক হাইড্রাইড উচ্চ তাপমাত্রায় ($400 - 500^\circ\text{C}$) বিয়োজিত হয়ে ধাতু এবং হাইড্রোজেন গঠন করে।

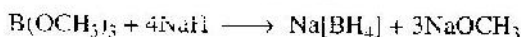
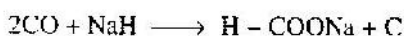


জন্যীয় দ্রবণে হাইড্রাইড আয়ন (H^-) স্থিতি নয়। ফলে আয়নিক হাইড্রাইড যৌগগুলো তাদের জলীয় দ্রবণে বিয়োজিত হয়ে ধাতুর হাইড্রাইড এবং হাইড্রোজেন উৎপন্ন করে।



আয়নিক হাইড্রাইডগুলো শক্তিশালী বিজারক পদার্থ, কিন্তু পানির সাথে বিক্রিয়া করে বলে এদেরকে জলীয় দ্রবণে ব্যবহার করা যায় না। নিচে এদের কয়েকটি বিক্রিয়ার সমীকরণ দেয়া হলো।





সমযোজী বা আপবিক হাইড্রাইড (Covalent or molecular hydrides) : p-ব্লক মৌলগুলো সমযোজী বা আপবিক হাইড্রাইড গঠন করে। হাইড্রোজেন এবং p-ব্লক মৌলগুলোর মধ্যে ইলেকট্রনিক গাঠিতির পার্থক্য কম হয় বলে এ হাইড্রাইডগুলো সমযোজী প্রকৃতির হয়। এরূপ মৌলগুলো পৃথক অণু গঠন করে অবস্থান করে এবং অণুগুলোর মধ্যে সাধারণত দুর্বল ভ্যান ডার ওয়ালস বল কাজ করে। এজন্য এরা সাধারণভাবে উদারীয় হয় এবং এদের গলনাংক এবং স্ফীকরণের মানও নিম্ন হয়। এরা বিদ্যুৎ পরিবহন করে না। সমযোজী হাইড্রাইডগুলোকে নিচের কয়েকটি ভাগে বিভক্ত করা যায়।

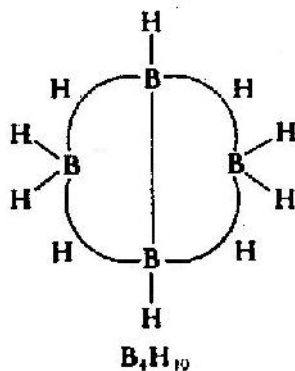
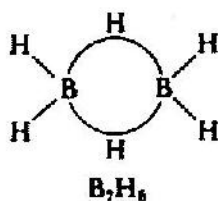
১। নিরপেক্ষ হাইড্রাইড : GrIVA(14) মৌলগুলো এরূপ হাইড্রাইড গঠন করে। এদের সাধারণ সংকেত XH_4 । উদাহরণ : CH_4 , SiH_4 , GeH_4 ইত্যাদি।

২। দুর্বল ক্ষারধর্মী হাইড্রাইড : GrVA(15) মৌলগুলো এরূপ হাইড্রাইড গঠন করে। এদের সাধারণ সংকেত XH_3 । উদাহরণ : NH_3 এবং PH_3 ।

৩। উভধর্মী অথবা দুর্বল এসিডধর্মী হাইড্রাইড : GrVIA(16) মৌলগুলো এরূপ হাইড্রাইড গঠন করে। এদের সাধারণ সংকেত XH_2 । উদাহরণ : H_2O এবং H_2S ।

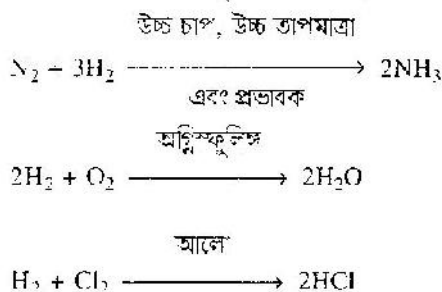
৪। তীব্র এসিডধর্মী হাইড্রাইড : GrVIIA(17) মৌলগুলো এরূপ হাইড্রাইড গঠন করে। এদের সাধারণ সংকেত XH । উদাহরণ : HCl , HBr এবং HI ।

৫। ইলেকট্রন ঘাটতি বহু-কেন্দ্রিক হাইড্রাইড : বোরন সাধারণত এরূপ হাইড্রাইড গঠন করে। এরূপ হাইড্রাইডগুলোতে সাধারণত দ্বি-কেন্দ্রিক সমযোজী বন্ধনের পরিবর্তে বহু-কেন্দ্রিক সমযোজী বন্ধন উপস্থিত থাকে। উদাহরণ :

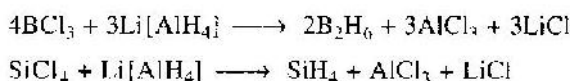


বিভিন্ন প্রকার সাংশ্লেষিক পদ্ধতিতে সমযোজী হাইড্রাইড যৌগ প্রস্তুত করা যায়। নিচে কয়েকটি পদ্ধতি উল্লেখ করা হলো।

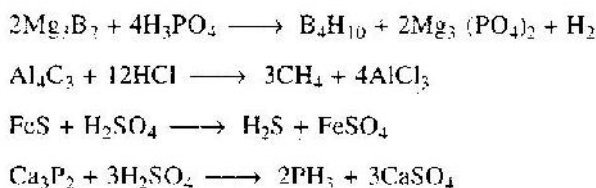
(১) প্রত্যক্ষ সংযোগের মাধ্যমে কিছু সমযোজী হাইড্রাইড প্রস্তুত করা যায়। উদাহরণ :



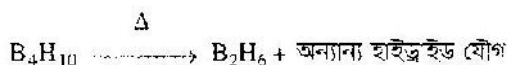
(২) শুষ্ক ইথারের $\text{Li}[\text{AlH}_4]$ এর দ্রবণ দ্বারা হ্যালাইড যৌগের বিজারণ করে হাইড্রাইড যৌগ প্রস্তুত করা যায়। উদাহরণ :



(৩) উপযুক্ত দ্বি-মৌল যৌগকে এসিডের সাথে বিক্রিয়া করে হাইড্রাইড যৌগ প্রস্তুত করা যায়। উদাহরণ :



(৪) অধিক উত্তপ্ত করে কোনো কোনো ক্ষেত্রে একটি হাইড্রাইড যৌগ থেকে অন্যান্য হাইড্রাইড যৌগ পাওয়া যায়। উদাহরণ :

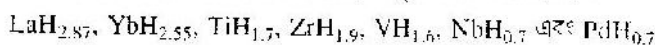


ধাতব বা ইন্টারস্টিশিয়াল হাইড্রাইড (Metallic or interstitial hydrides) : d-ব্লকের অন্তর্ভুক্ত অনেকগুলো অবস্থান্তর ধাতু এবং f-ব্লকের অন্তর্ভুক্ত ল্যাণ্থানাইড এবং অ্যাক্টিনাইড ধাতুসমূহ স্রাসরি হাইড্রোজেনের সাথে বিক্রিয়া করে ধাতব হাইড্রাইড গঠন করে। তবে d-ব্লকের মাঝখানে অবস্থিত ধাতুগুলো হাইড্রাইড গঠন করে না।

সাধারণভাবে উচ্চ চাপে হাইড্রোজেন গ্যাসের আবহাওয়ায় ধাতুগুলোকে উত্তপ্ত করে ধাতব হাইড্রাইড প্রস্তুত করা হয়। এদের ভৌত ধর্ম এবং যে ধাতু থেকে হাইড্রাইডগুলো গঠিত হয় তাদের ভৌত ধর্মে অনেক মিল দেখা যায়। এরা শক্ত কঠিন পদার্থ, এদের ধাতব দ্রুতি থাকে, এরা বিদ্যুৎ

পরিবাহী এবং এদের ধাতুর অনুরূপ চৌম্বক ধর্ম থাকে। ল্যাটিসের গর্তে হাইড্রোজেন প্রবেশ করে এবং হাইড্রাইড গঠিত হলে ল্যাটিসের আকার বেড়ে যায়। এজন্য ধাতব হাইড্রাইডগুলোর ঘনত্ব বিশুদ্ধ ধাতুর ঘনত্বের তুলনায় কম হয়। ফেনাসের ল্যাটিসের বিকৃতি ঘটার কারণে হাইড্রাইডগুলো তদুর প্রকৃতির হয়। এজন্য হাইড্রাইড গঠিত হলে এক টুকরা ধাতু অর্থাৎ ক্ষুদ্র কণায় পরিণত হয়। হাইড্রাইডের ক্ষুদ্র কণাগুলো উৎপন্ন করলে তারা বিয়োজিত হয়ে হাইড্রোজেন মুক্ত করে এবং অতি ক্ষুদ্র ক্ষুদ্র ধাতু কণা সৃষ্টি হয়। একদম সূক্ষ্ম ধাতু চূর্ণ প্রস্তুতক হিসেবে কাজ করতে পারে।

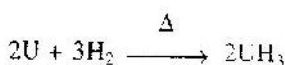
অনেকগুলো ধাতব হাইড্রাইডের ক্ষেত্রে কেনে সূনির্দিষ্ট অনুপাত সংবলিত রাসায়নিক সংযুক্তি থাকে না অর্থাৎ এদেরকে বিভিন্ন অনুপাতের সংযুক্তিতে পাওয়া যায়। হাইড্রোজেন গ্যাসের উচ্চ চাপ ব্যবহার করে একটি প্রান্তিক সংযুক্তি (limiting composition) পাওয়া গেলেও যে কোনো প্রস্তুত পদ্ধতিতে একাধিক বিভিন্ন সংযুক্তির হাইড্রাইড পাওয়া যায়। এজন্য এদেরকে প্রায়শ অনুপাতবিহীন হাইড্রাইড (nonstoichiometric hydrides) বলা হয়। এরা সাধারণত কাল বা কাল-কাল বর্ণের হয়। কয়েকটি ধাতব হাইড্রাইডের সংযুক্তি নিচে দেয়া হলো :



ধাতব হাইড্রাইডগুলোর বন্ধন প্রকৃতি সম্পর্কে সূনির্দিষ্ট কিছু এখন পর্যন্ত জানা যায়নি। এদেরকে ধাতুর ল্যাটিসে হাইড্রোজেনের দ্রবণ হিসেবে চিন্তা করা যায়। ল্যাটিসে হাইড্রোজেন কতভাবে সংযুক্ত থাকে (অর্থাৎ H পরমাণু, H⁻ বা H⁺ আয়ন অথবা H₂ অণু হিসেবে) তা নির্দিষ্টভাবে বলা সম্ভব নয়। সবচেয়ে সহজ ধারণা হলে ধাতুর ল্যাটিসে ধাতু পরমাণুগুলোর মধ্যখানে সৃষ্ট গর্তগুলোতে হাইড্রোজেন পরমাণুগুলো নিয়মিতভাবে সজ্জিত থাকে। এ কারণেই ধাতব হাইড্রাইডগুলোকে অনেক সময় ইন্টারস্টিশিয়াল হাইড্রাইড (interstitial hydrides) বলা হয়।

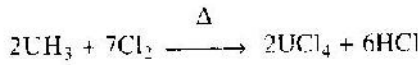
Pd/H₂ সিস্টেমটি ঘট্যন্ত বৌতুলোদীপক। লোহিত ও শু প্যালাডিয়াম ধাতুকে হাইড্রোজেন গ্যাসের আবহাওয়ায় শীতল করলে এটি তার নিজ আয়তনের প্রায় ৭৩৫ গুণ বেশি আয়তনের হাইড্রোজেন গ্যাসকে শোষণ করতে পারে। অন্য গ্যাস মিশ্রণ থেকে হাইড্রোজেনকে পৃথক করার জন্য এ পদ্ধতিটি ব্যবহার করা যায়। হাইড্রোজেন শোষিত প্যালাডিয়ামকে পুনরায় উত্তপ্ত করলেই বিশুদ্ধ হাইড্রোজেন পাওয়া যায়। এটি হাইড্রোজেনকে ওজন করারও একটি সহজ পদ্ধতি।

অন্য ধাতব হাইড্রাইডের মতো না হয়ে ইউরেনিয়ামের হাইড্রাইড যৌগটি (UH₃) একটি সূনির্দিষ্ট অনুপাত বিশিষ্ট ধাতব হাইড্রাইড। 250-300°C তাপমাত্রায় ইউরেনিয়ামকে হাইড্রোজেন গ্যাসের আবহাওয়ায় উত্তপ্ত করলে UH₃ গঠিত হয়



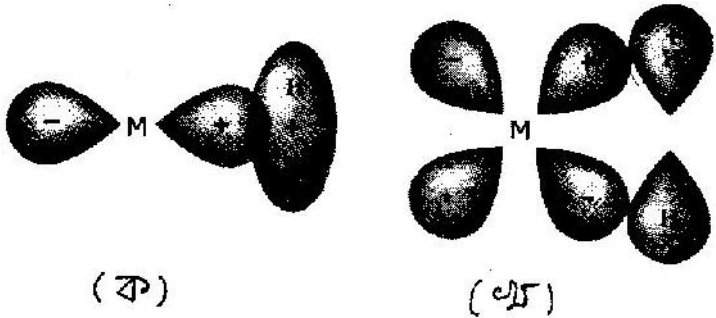
রাসায়নিকভাবে UH₃ যৌগটি যথেষ্ট গুরুত্বপূর্ণ। বিভিন্ন ইউরেনিয়াম যৌগ প্রস্তুত করার জন্য এটি ইউরেনিয়াম ধাতু অপেক্ষা বেশি সুবিধাজনক। পানির সাথে বিক্রিয়া করে এটি UO₂ যৌগ উৎপন্ন করে, Cl₂ এর সাথে বিক্রিয়া করে UCl₄ উৎপন্ন করে এবং H₂S এর সাথে বিক্রিয়া করে U₂S₃ উৎপন্ন করে।





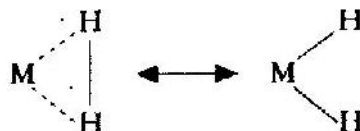
লিগ্যান্ড হিসেবে ডাইহাইড্রোজেন (Dihydrogen as a ligand)

কিছু কিছু জটিল যৌগে H₂ অণুকে একটি লিগ্যান্ড হিসেবে কাজ করতে দেখা যায়। বিশেষভাবে নিয়ন্ত্রিত শর্তে নিম্ন জারণ অবস্থার কিছু ধাতুর সাথে বিক্রিয়া করে H₂ একটি সমন্বিত স্থান দখল করে। ধাতুর সাপেক্ষে পাশাপাশি অবস্থান থেকে হাইড্রোজেন অণু তার বন্ধন ইলেকট্রন জোড়টি দিয়ে ধাতুর একটি ফাঁকা σ অরবিটালের সাথে অধিক্রমণ ঘটায়, ফলে হাইড্রোজেন অণু থেকে কিছু ইলেকট্রন ঘনত্ব ধাতুতে প্রবেশ করে একই সাথে ধাতুর একটি ইলেকট্রন পূর্ণ d অরবিটাল H₂ এর ফাঁকা σ^* উল্টা বন্ধন অরবিটালের সাথে অধিক্রমণ ঘটিয়ে ধাতু থেকে হাইড্রোজেন অণুর উল্টা বন্ধন অরবিটালে ইলেকট্রন ঘনত্ব ঠেলে দেয়। ১.২ নং চিত্রে ধাতুর সাথে H₂ অণুর বন্ধন গঠন দেখানো হয়েছে।



চিত্র ১.২ : ধাতু-ডাইহাইড্রোজেন বন্ধন গঠনের দুটি উপাদান। (ক) H₂ এর পূর্ণ σ আণবিক অরবিটাল থেকে ধাতুর একটি ফাঁকা σ অরবিটালে ইলেকট্রন ঘনত্ব স্থানান্তর। (খ) ধাতুর একটি পূর্ণ d অরবিটাল থেকে H₂ এর ফাঁকা σ^* উল্টা বন্ধন আণবিক অরবিটালে ইলেকট্রন ঘনত্ব স্থানান্তর।

সহজেই বুঝা যায়, ধাতুর সাথে ডাইহাইড্রোজেনের বন্ধন গঠনের উভয় প্রক্রিয়ায়ই H₂ অণুর নিজস্ব বন্ধনটি দুর্বল হয়ে পড়ে। ফলে H-H বন্ধন দুর্বলও বেড়ে যায়। অতএব বিক্রিয়ার শর্ত সঠিকভাবে নিয়ন্ত্রণ করা না হলে H₂ অণুর নিজস্ব বন্ধনটি ভেঙে যায় এবং সিস্টেমটি সাধারণ ডাইহাইড্রাইডে পরিণত হয়।



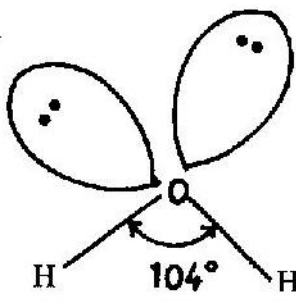
হাইড্রোজেন বন্ধন (Hydrogen bond)

কোনো ইলেকট্রোনিগেটিভ মৌল X (যেমন F, O, N অথবা Cl) এর সাথে হাইড্রোজেন সমযোজী বন্ধনের মাধ্যমে যুক্ত হলে বন্ধনটি আংশিক পোলার প্রকৃতি বিশিষ্ট হয় যেখানে H এবং X পরমাণুতে যথাক্রমে আংশিক ধনাত্মক এবং আংশিক ঋণাত্মক চার্জ সৃষ্টি হয় ($X^{\delta-} - H^{\delta+}$)। এরপর অবস্থায় হাইড্রোজেন পরমাণুটি আর একটি ইলেকট্রোনিগেটিভ পরমাণু Y-কে একটি দুর্বল ইলেকট্রোস্ট্যাটিক বল দ্বারা আকর্ষণ করে তবু সাথে যুক্ত হতে পারে।



এ দুর্বল ইলেকট্রোস্ট্যাটিক আকর্ষণ বলটিকে হাইড্রোজেন বন্ধন বলা হয়। হাইড্রোজেন বন্ধন গঠনের ফলে X - H বন্ধনটি স্বাভাবিক সমযোজী বন্ধনের তুলনায় কিছুটা দুর্বল এবং দীর্ঘ হয়, কিন্তু তবুও এর সমযোজী বৈশিষ্ট্য বজায় থাকে। H ... Y বন্ধনটি সমযোজী বন্ধন দৈর্ঘ্যের তুলনায় অনেক বেশি লম্বা। এটি একটি খুবই দুর্বল বন্ধন। সমযোজী এবং অয়নিক বন্ধনের শক্তি যেখানে 100 - 500 kJ mol⁻¹ হয় সেখানে হাইড্রোজেন বন্ধনের শক্তি মাত্র 10 - 40 kJ mol⁻¹ হতে পারে।

হাইড্রোজেন বন্ধন বুঝার জন্য জলাণুর উদাহরণ নেয়া যাক। এটি একটি V আকৃতিবিশিষ্ট কৌণিক অণু। একটি চতুস্তলকের কেন্দ্রবিন্দুতে O পরমাণু অবস্থিত থাকে এবং দুটি কৌণিক বিন্দুতে দুটি H পরমাণু থাকে। চতুস্তলকের অবশিষ্ট দুটি প্রান্তবিন্দু দুই জোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন বহল করে (চিত্র ১.৩)। অক্সিজেন হাইড্রোজেনের তুলনায় অধিক ইলেকট্রোনিগেটিভ পরমাণু হওয়ায় অক্সিজেন এবং হাইড্রোজেন যথাক্রমে আংশিক ঋণাত্মক এবং আংশিক ধনাত্মক চার্জ গ্রহণ



চিত্র ১.৩ : জলাণুর আকৃতি।

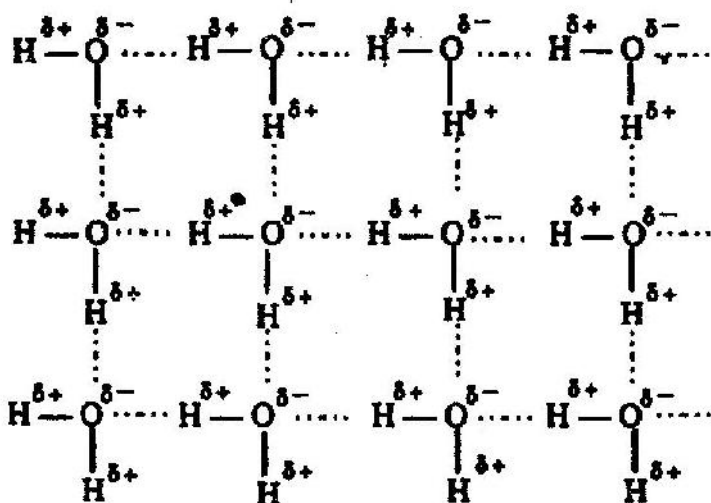
করে। হাইড্রোজেনের একমাত্র ইলেকট্রনটি অক্সিজেনের কাছাকাছি চলে যায়। নিউক্লিয়াসের চার্জ হ্রাসমান করার জন্য অন্য কোনো ইলেকট্রন না থাকায় এ অবস্থায় হাইড্রোজেন পরমাণুটি অনেকাংশে একটি আচ্ছাদনহীন প্রোটনের মতো আচরণ করে। অপর একটি H₂O অণুর আংশিক ঋণাত্মক চার্জযুক্ত অক্সিজেন প্রান্ত এর কাছে এলে অক্সিজেন এবং হাইড্রোজেন পরস্পরকে ইলেকট্রোস্ট্যাটিক বলের মাধ্যমে আকর্ষণ করে। এভাবে অনেকগুলো জলাণু পরস্পরের সাথে একটি দুর্বল বন্ধনের মাধ্যমে যুক্ত হয় (চিত্র ১.৪)। এই দুর্বল বন্ধনটিই হাইড্রোজেন বন্ধন।

হাইড্রোজেন বন্ধনকে অন্ততপক্ষে চারটি পৃথক শ্রেণীতে বিভক্ত করা যায় :

১. স্বতন্ত্র একক আয়নে হাইড্রোজেন বন্ধন,
- ২। দুটি অণুর মধ্যে আন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন যা একটি তাইমার গঠন করে,

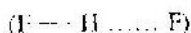
৩. বহু অণুর মধ্যে আন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন,

৪. আন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন, যেখানে একটি হাইড্রোজেন পরমাণু একই অণুর দুটি পরমাণুকে একসাথে যুক্ত করে।

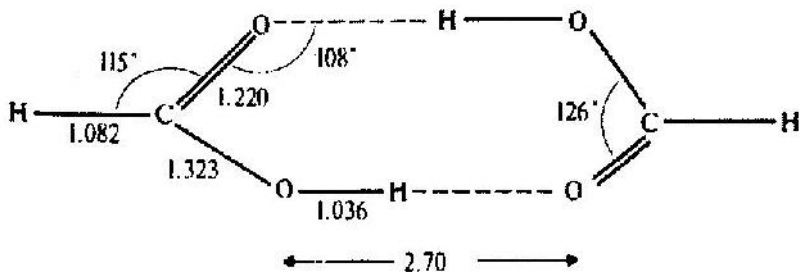


চিত্র ১.৪ : হাইড্রোজেন বন্ধনের মাধ্যমে অসংখ্য জলাণুর একত্রীভবন।

স্বতন্ত্র একক আয়তনে হাইড্রোজেন বন্ধন : আয়নিক স্ফটিক KHF_2 এর নিউট্রন বিবর্তন (neutron diffraction) পদ্ধতিতে বিস্তারিত বিশ্লেষণ করে দেখা যায় এটি K^+ এবং HF_2^- আয়নের সমন্বয়ে গঠিত। HF_2^- আয়নটি সরল রৈখিক, একটি H পরমাণু দুটি F পরমাণুর মধ্যখানে অবস্থান করে।

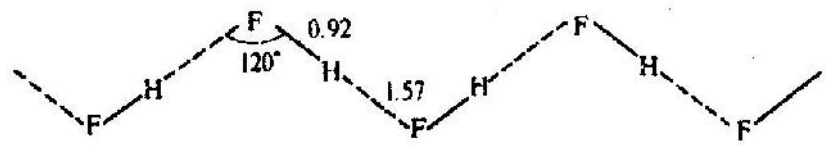


দুটি অণুর মধ্যে আন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন : অনেকগুলো কার্বোঅক্সিলিক এসিডের ক্ষেত্রে দুটি অণুকে একসাথে একটি ডাইমার গঠন করতে দেখা যায়। ভ্রবণ এবং গ্যাসীয় অবস্থাতেও এরূপ ডাইমার অক্ষত থাকে। নিচে করমিক এসিডের ডাইমার গঠন দেখানো হয়েছে।

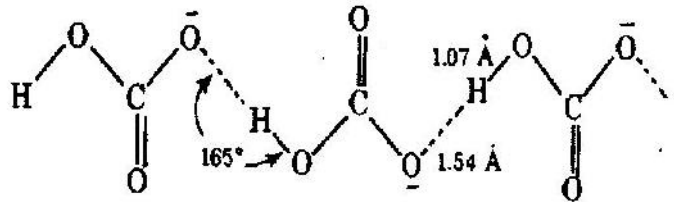


বহু অণুর মধ্যে আন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন : এরূপ হাইড্রোজেন বন্ধন গঠনের মাধ্যমে তিন প্রকার কাঠামো সৃষ্টি হতে পারে : (ক) দীর্ঘ শিকল, (খ) দ্বি-মাত্রিক সমতল এবং গ বহুতলীয় ত্রিমাত্রিক কাঠামো।

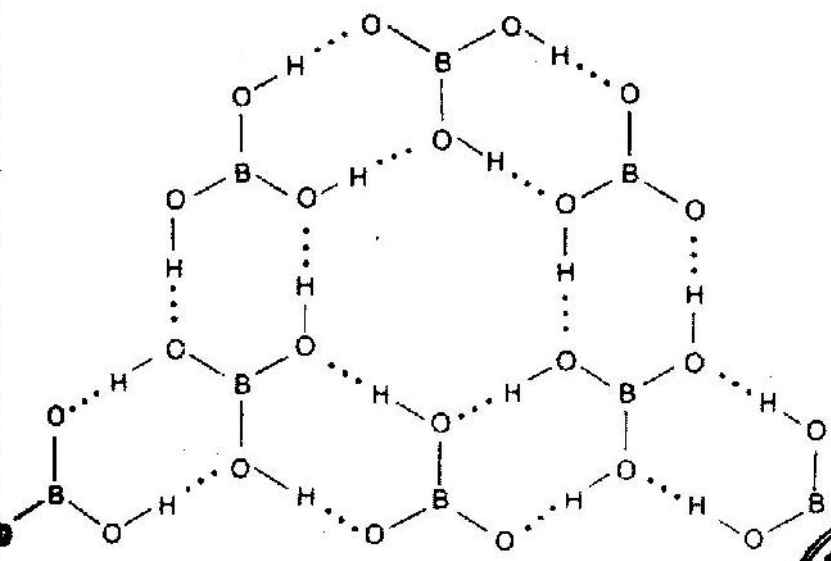
দীর্ঘ শিকল কাঠামো : হাইড্রোজেন ফ্লুরাইডে এরূপ কাঠামো দেখা যায়। পাশাপাশি অবস্থিত অণুগুলো হাইড্রোজেন বন্ধন সৃষ্টি করে একটি দীর্ঘ শিকল তৈরি করে। হাইড্রোজেন বন্ধন বিন্দু-বিন্দু এরূপ শিকল গঠিত হয়। এ শিকলে $\angle HFH = 120^\circ$ হয়।



HCO_3^- যৌগে অবস্থিত সমতল HCO_3^- আয়নগুলোও হাইড্রোজেন বন্ধন সৃষ্টি করে একটি দীর্ঘ শিকল গঠন করে পরস্পরের সাথে যুক্ত থাকে।



ত্রিমাত্রিক সমতল কাঠামো : কোনো অণুতে এক সমতলে অবস্থিত কয়েকটি পরমাণু হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন করে কিছাবে একটি বৃহৎ সমতল কাঠামো সৃষ্টি করতে পারে বোরিক

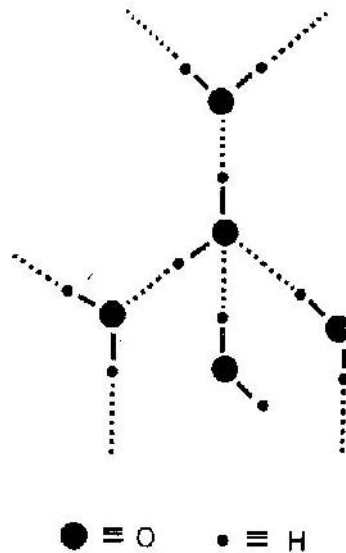


চিত্র ১.৫ : বোরিক এসিডে হাইড্রোজেন বন্ধন।



এসিড তার একটি সুন্দর উদাহরণ। ১.৫ নং চিত্রে বোরিক এসিডের সমতল কাঠামো দেখানো হয়েছে।

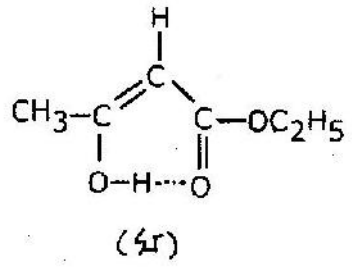
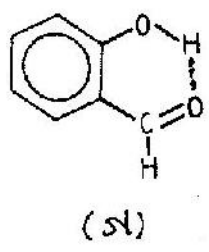
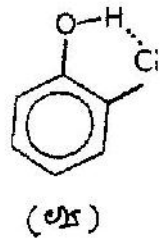
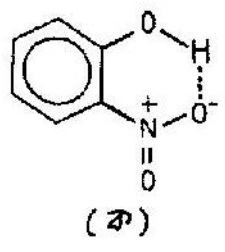
বৃহদাকার ত্রিমাত্রিক কাঠামো : একপ কাঠামোর একটি সুন্দর উদাহরণ হলো বরফ। 0°C তাপমাত্রা এবং 1 atm চাপে বরফের একটি ষড়ভুজাকৃতির (hexagonal) ত্রিমাত্রিক ফাঁকা কাঠামো থাকে। এ কাঠামোতে প্রতিটি অক্সিজেন পরমাণু চারটি H পরমাণুর সাথে চতুস্তলকীয়ভাবে যুক্ত থাকে : এদের মধ্যে দুটি H পরমাণু অক্সিজেনের সাথে সমযোজী বন্ধন গঠন করে এবং দুটি H পরমাণু অক্সিজেনের সাথে হাইড্রোজেন বন্ধনের মাধ্যমে যুক্ত থাকে। হাইড্রোজেন বন্ধনের মাধ্যমে যুক্ত O - H দূর্বল সমযোজী বন্ধনের মাধ্যমে যুক্ত O - H বন্ধন দুর্বল অপেক্ষা দীর্ঘ হয়। OH₂ চতুস্তলকগুলো তাদের কৌণিক বিন্দুগুলোর মাধ্যমে যুক্ত হয়ে বরফের একটি ফাঁকা ষড়ভুজাকৃতির ত্রিমাত্রিক কেলাস গঠন করে। ১.৬ নং চিত্রে বরফের কেলাসের একাংশ দেখানো হয়েছে।



চিত্র ১.৬ : বরফের কেলাসের একাংশ। বড় সাদা বৃত্তগুলো অক্সিজেন পরমাণু এবং ছোট কাল বৃত্তগুলো হাইড্রোজেন পরমাণু; পূর্ণ রেখাগুলো সমযোজী বন্ধন এবং ভগ্নরেখাগুলো হাইড্রোজেন বন্ধন।

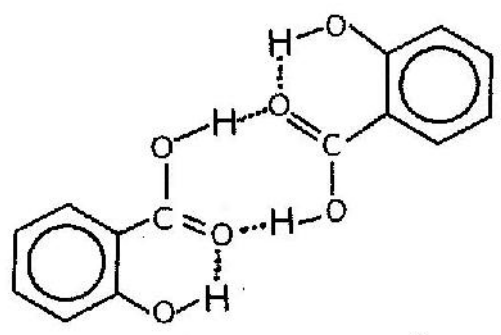
অন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন : কিলেট বলয় সৃষ্টি : এ পর্যন্ত আলোচিত উদাহরণগুলোতে একাধিক অণুর মধ্যে হাইড্রোজেন বন্ধন সৃষ্টির মাধ্যমে অণুগুলোর একত্রীকরণ (association) দেখানো হয়েছে। একই অণুর দুটি অংশের মধ্যেও হাইড্রোজেন বন্ধন সৃষ্টি হতে পারে। একপ হাইড্রোজেন বন্ধনকে অন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন (intramolecular hydrogen bond) বলা হয়। একই অণুর দুটি অংশের মধ্যে হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন করে যে বলয় সৃষ্টি হয়

তাকে কিলেট বলয় এবং এ প্রক্রিয়াকে বলয় গঠনীকরণ বলা হয় : ১.৭ নং চিত্রে অন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধনের কয়েকটি উদাহরণ দেয়া হয়েছে।



চিত্র ১.৭ : অন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন : (ক) $o\text{-NO}_2\text{C}_6\text{H}_4\text{OH}$, (খ) $o\text{-ClC}_6\text{H}_4\text{OH}$; (গ) $o\text{-HOC}_6\text{H}_4\text{CHO}$, (ঘ) $\text{CH}_3\text{-C}(\text{OH})=\text{CH}-\text{C}(=\text{O})\text{OC}_2\text{H}_5$

অন্তঃআণবিক এবং আন্তঃআণবিক উভয় প্রকার হাইড্রোজেন বন্ধন একই সাথে উপস্থিত থাকে এরূপ একটি কৌতূহলোদ্দীপক উদাহরণ হলো স্যালিসাইলিক এসিড। বেনজিন বা কার্বন টিট্রাক্লোরাইড দ্রবণে এর দুটি অণু একত্রিত হয়ে ডাইমার হিসেবে অবস্থান করে (চিত্র ১.৮)। স্পেকট্রোসকপিক পদ্ধতিতে নিশ্চিতভাবে প্রমাণিত হয়েছে যে, ডাইমার কাঠামোর সবগুলো OH গ্রুপই হাইড্রোজেন বন্ধনে অংশগ্রহণ করে।



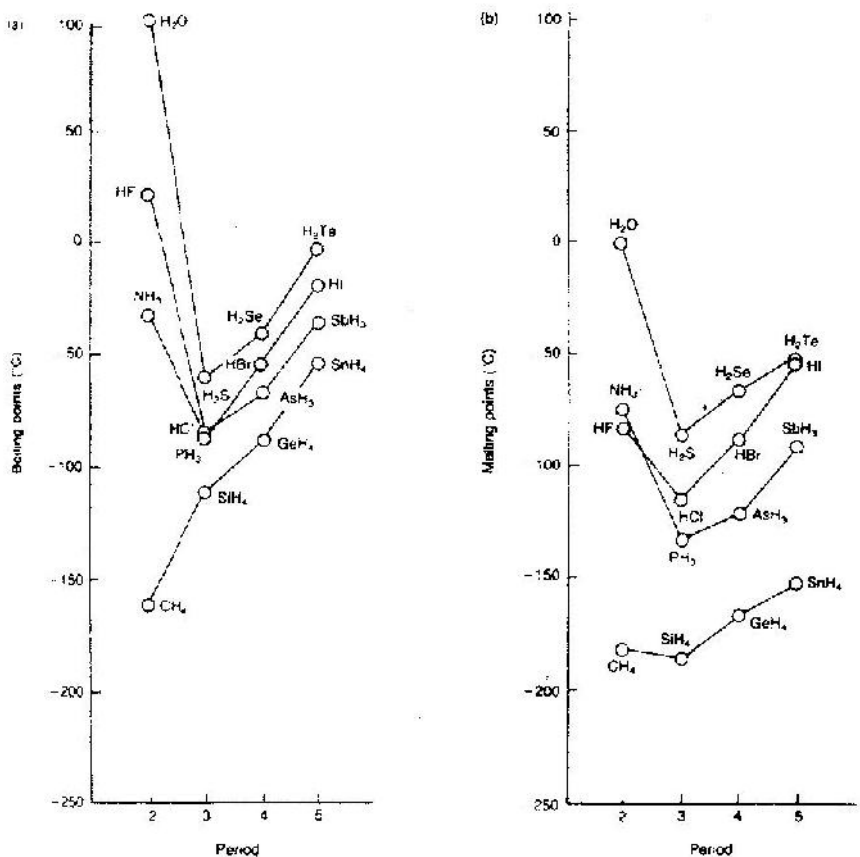
চিত্র ১.৮ : স্যালিসাইলিক এসিডের ডাইমার কাঠামো

বিভিন্ন পদার্থের ভৌত ধর্মের উপর হাইড্রোজেন বন্ধনের প্রভাব (Influence of hydrogen bond on the physical properties of substances)

হাইড্রোজেন বন্ধনযুক্ত যৌগসমূহের অনেক অস্বাভাবিক ধর্ম হাইড্রোজেন বন্ধনের ধারণা থেকে ব্যাখ্যা করা যায়। নিচে এরূপ কিছু ধর্মের আলোচনা করা হলো :

১। বরফ পানি অপেক্ষা হালকা : বরফের ক্ষেটিকে জলগুণুলো হাইড্রোজেন বন্ধনের মাধ্যমে পরস্পরের সাথে যুক্ত হয়ে একটি অত্যন্ত ফাঁক হৃৎস্রুজাকৃতির ত্রিমাত্রিক কাঠামো গঠন করে। বরফ গলে যখন পানি সৃষ্টি হয় তখন অনেকগুলো হাইড্রোজেন বন্ধন ভেঙে যায় এবং ফাঁকা কাঠামো ভেঙে জলগুণুলো পরস্পরের বেশি কাছাকাছি আসে। ফলে বরফে অপেক্ষা পানির আয়তন কম হয় এবং ঘনত্ব বেশি হয়। এজন্য বরফ পানির উপর ভাসতে থাকে।

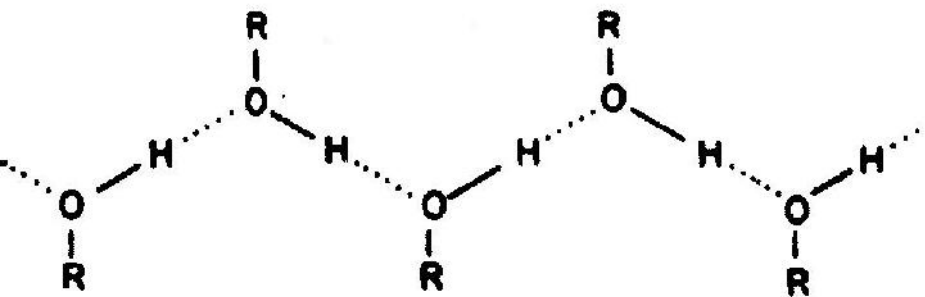
২। পানি, হাইড্রোজেন ফ্লুরাইড এবং অ্যামোনিয়ার অস্বাভাবিক উচ্চ গলনাংক এবং স্ফুটনাংক : H_2Te , H_2Se , H_2S এবং H_2O প্রতিটি যৌগই GrVIA(16) এর কোনো একটি



চিত্র ১.৯ : GrVIA(14), VA(15), VIA(16) এবং VIIA(17) মৌলসমূহের হাইড্রাইড যৌগের গলনাংক এবং স্ফুটনাংক।

মৌলের হাইড্রাইড যৌগ। এদের আণবিক ওজন $H_2Te > H_2Se > H_2S > H_2O$ অনুক্রমে ক্রমশে বৃদ্ধি পায়, কারণ অণুগুলোর মধ্যে ভ্যান ডার ওয়ালস আকর্ষণ বল আণবিক ওজন বৃদ্ধির সাথে বৃদ্ধি পায়। H_2Te , H_2Se এবং H_2S যৌগগুলোর ক্ষেত্রে বাষ্পবেহাও একই কিন্তু H_2O এদের ব্যতিক্রম। যদি একই গ্রুপের অন্য হাইড্রাইডগুলোর গলনাংক এবং স্ফুটনাংকের অনুক্রমে H_2O এর ক্ষেত্রেও কার্যকর হতো তাহলে এর গলনাংক এবং স্ফুটনাংকের মান যথাক্রমে $-100^\circ C$ এবং $-80^\circ C$ এর কাছাকাছি হতো। কিন্তু পানির অণুগুলোর মধ্যে হাইড্রোজেন বন্ধন দৃষ্ট হয় বলে এর গলনাংক এবং স্ফুটনাংক এ মানগুলো থেকে অনেক বেশি (চিত্র ১.৯)।

GrVIA(16) মৌলগুলোর মধ্যে একমাত্র অক্সিজেনের ইলেকট্রোনিগেটিভিটি হাইড্রোজেন বন্ধন গঠনের উপযুক্ত। এজন্য হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন করে জলাণুগুলো একত্রিত হয় কিন্তু অন্য যৌগগুলোতে এরূপ একত্রীকরণ (association) সম্ভব হয় না। কঠিন অবস্থা থেকে তরল অবস্থায় রূপান্তরের জন্য আনুমানিক অর্ধেক সংখ্যক এবং তরল অবস্থা থেকে গ্যাসীয় অবস্থায় রূপান্তরের জন্য অবশিষ্ট হাইড্রোজেন বন্ধনগুলো ডাঙতে হয়। এজন্য প্রচুর তাপশক্তির প্রয়োজন। ফলে পানির গলনাংক এবং স্ফুটনাংক একই গ্রুপের অনুরূপ যৌগগুলোর গলনাংক এবং স্ফুটনাংকের তুলনায় অনেক বেশি হয়। অ্যামোনিয়া এবং হাইড্রোজেন ফ্লুরাইডের গলনাংক এবং স্ফুটনাংকও হাইড্রোজেন বন্ধনের কারণে স্বল্প গ্রুপের অন্যান্য হাইড্রাইড যৌগগুলোর অনুক্রম অনুসারে বর্ধিত মানের তুলনায় অনেক বেশি হয়। কিন্তু H_2O এর ক্ষেত্রে এ মানগুলো যতটা বেশি হয় NH_3 এবং HF এর ক্ষেত্রে ততটা নয়। NH_3 এর ক্ষেত্রে গলনাংক এবং স্ফুটনাংক বৃদ্ধি কম হবার কারণ আংশিকভাবে হাইড্রোজেনের ইলেকট্রোনিগেটিভিটি অক্সিজেনের ইলেকট্রোনিগেটিভিটি অপেক্ষা কম হয় বলে এবং আংশিকভাবে অক্সিজেনের দুই জোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রনের পরিবর্তে হাইড্রোজেনের মাত্র এক জোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রনের উপস্থিতির কারণে হয়ে থাকে। HF , H_2O এর তুলনায় মাত্র অর্ধেক সংখ্যক হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন করতে পারে। এজন্য HF এর ক্ষেত্রে হাইড্রোজেন বন্ধনের শক্তি H_2O এর হাইড্রোজেন বন্ধনের শক্তি অপেক্ষা বেশি হলেও গলনাংক এবং স্ফুটনাংকের উপর হাইড্রোজেন বন্ধনের প্রভাব HF এর ক্ষেত্রে H_2O এর তুলনায় কম অনুভূত হয়। GrIVA(14) মৌলগুলোর কোনোটিই হাইড্রোজেন বন্ধন গঠনের জন্য যথেষ্ট ইলেকট্রোনিগেটিভ নয়। এজন্য এদের হাইড্রাইডগুলোর গলনাংক এবং স্ফুটনাংক আণবিক ওজন হ্রাসের অনুক্রমে ক্রমশে বৃদ্ধি পায়। ১.৯ নং চিত্রে GrIVA(14), GrVA(15), GrVIA(16), GrVIIA(17) মৌলসমূহের হাইড্রাইড যৌগগুলোর গলনাংক এবং স্ফুটনাংকের লেখচিত্র দেখানো হয়েছে।



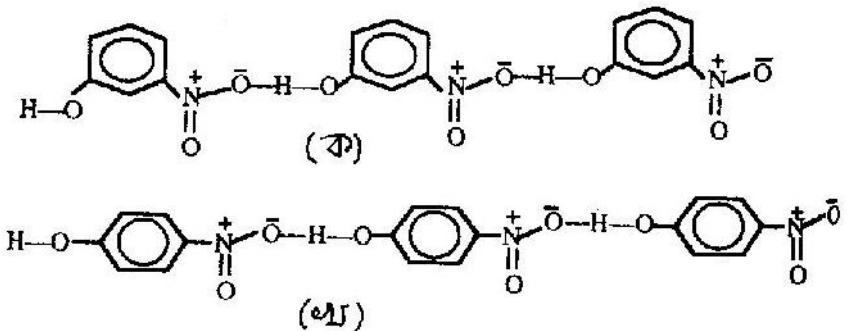
চিত্র ১.১০ : হাইড্রোজেন বন্ধন গঠনের মাধ্যমে অণুবিন্যাসের দীর্ঘ শিকল গঠন

৩। যে কোনো অ্যালকোহলের গলনাংক এবং স্ফুটনাংক তার আইসোমারিক ইথারের গলনাংক এবং স্ফুটনাংক অপেক্ষা বেশি হয় : অ্যালকোহলে অনেকগুলো অণু হাইড্রোজেন বন্ধনের মাধ্যমে পরস্পরের সাথে যুক্ত হয়ে একটি দীর্ঘ আকারীকা শিকল তৈরি করে (চিত্র ১.১০), কিন্তু ইথারের ক্ষেত্রে এরূপ হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন সম্ভব নয়। গলন এবং বাষ্পীভবনের জন্য অ্যালকোহলের হাইড্রোজেন বন্ধনগুলো ভাঙতে প্রচুর শক্তির প্রয়োজন হয়। এজন্য অ্যালকোহলের গলনাংক এবং স্ফুটনাংক সমান আণবিক ওজনবিশিষ্ট ইথারের গলনাংক এবং স্ফুটনাংক অপেক্ষা উচ্চ হয়। নিচে ইথাইল অ্যালকোহল এবং ডাইমিথাইল ইথারের গলনাংক এবং স্ফুটনাংকের মানগুলো তুলনা কর হেয়েছে।

	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	CH_3OCH_3	পার্থক্য
গলনাংক	-115°C	-141°C	26°C
স্ফুটনাংক	$+78^\circ\text{C}$	-25°C	103°C

৪। অর্ধে-প্রতিস্থাপিত বেনজিন জাতকসমূহের নিম্ন স্ফুটনাংক এবং নিম্ন দ্রাব্যতা : অর্ধে-নাইট্রোফেনলের স্ফুটনাংক 214°C কিন্তু ম্যাটা এবং প্যারা-নাইট্রোফেনলের স্ফুটনাংক যথাক্রমে 290°C এবং 279°C । ম্যাটা এবং প্যারা-নাইট্রোফেনল অপেক্ষা পানিতে অর্ধে-নাইট্রোফেনলের দ্রাব্যতাও অনেক কম। হাইড্রোজেন বন্ধন গঠনের ধারণা প্রয়োগ করে এ ফলাফলগুলো সহজেই ব্যাখ্যা করা যায়।

অর্ধে-নাইট্রোফেনলের ক্ষেত্রে অন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন গঠিত হয় (চিত্র ১.৭ক), ফলে অন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধনের মাধ্যমে একাধিক অণুর একত্রীকরণ সম্ভব হয় না। কিন্তু ম্যাটা এবং প্যারা-নাইট্রোফেনলের ক্ষেত্রে অন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন করে বলয় সৃষ্টি করা সম্ভব নয়। এদের ক্ষেত্রে আন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধনের মাধ্যমে অনেকগুলো অণু একত্রিত হয়ে একটি দীর্ঘ শিকল গঠিত হয় (চিত্র ১.১১)। বাষ্পীভবনের জন্য শিকলে অবস্থিত হাইড্রোজেন বন্ধনগুলো ভাঙা আবশ্যিক। এর জন্য তাপশক্তি প্রয়োজন। ফলে ম্যাটা এবং প্যারা-নাইট্রোফেনলের উচ্চ স্ফুটনাংক হয়। কিন্তু বাষ্পীভবনের জন্য অর্ধে-নাইট্রোফেনলের কোনো হাইড্রোজেন বন্ধন ভাঙার প্রয়োজন নেই। এজন্য এর স্ফুটনাংক কম মানবিশিষ্ট হয়।

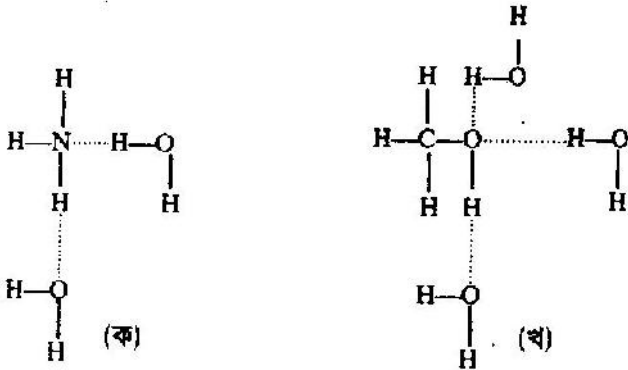


চিত্র ১.১১ : (ক) হাইড্রোজেন বন্ধন গঠনের মাধ্যমে ম্যাটা-নাইট্রোফেনলের শিকল গঠন ;
(খ) হাইড্রোজেন বন্ধনের মাধ্যমে প্যারা-নাইট্রোফেনলের শিকল গঠন

অর্থাৎ-নাইট্রোফেনলের কম দ্রাব্যতা নিম্নলিখিত উপায়ে ব্যাখ্যা করা যায়। অন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধনের মাধ্যমে গঠিত ছয় সদস্যবিশিষ্ট বলয়টি অত্যন্ত সুস্থিত। এ বলয় ভেঙে জলাণু সহজে অর্থাৎ-নাইট্রোফেনলের সাথে হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন করতে পারে না ফলে পানিতে এর দ্রাব্যতা কম হয়।

অর্থাৎ-হাইড্রক্সিবেনজয়িক এসিড, অর্থাৎ হাইড্রক্সিবেনজালডিহাইড, অর্থাৎ-ক্লোরোফেনল ইত্যাদি যৌগেও অর্থাৎ নাইট্রোফেনলের মতো অন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন গঠনের মাধ্যমে বলয় সৃষ্টি হয়। ফলে এদের স্ফুটনাংক এবং দ্রাব্যতাও প্যারন- এবং ম্যাটন- আইসোমারগুলোর তুলনায় কম হয়।

৫। বহু সমযোজী যৌগের উচ্চ দ্রাব্যতা : নাইট্রোজেন, অক্সিজেন এবং ফ্লোরিনযুক্ত অনেক সমযোজী যৌগ পানিতে অত্যধিক পরিমাণে দ্রবীভূত হয় উদাহরণ হিসেবে NH_3 , CH_3OH এবং গ্লুকোজের উল্লেখ করা যায়। এসব পদার্থ জলাণুর সাথে সহজেই হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন করতে পারে। এজন্য এরা সমযোজী যৌগ হওয়া সত্ত্বেও পানিতে এদের দ্রাব্যতা খুব বেশি। ১.১২ নং চিত্রে জলাণুর সাথে NH_3 এবং CH_3OH এর হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন দেখানো হয়েছে।



চিত্র ১.১২ : (ক) NH_3 এবং H_2O এর মধ্যে হাইড্রোজেন বন্ধন; (খ) CH_3OH এবং H_2O এর মধ্যে হাইড্রোজেন বন্ধন।

প্রশ্নমালা

- ১। পর্যায় সারণিতে হাইড্রোজেনের অবস্থান অলোচনা কর।
- ২। হাইড্রোজেনের আইসোটোপগুলো উল্লেখ কর এবং স্বাভাবিকভাবে প্রাপ্ত হাইড্রোজেন আইসোটোপগুলোর প্রায়শের শতকরা পরিমাণ উল্লেখ কর কোনো আইসোটোপটি তেজস্ক্রিয়?
- ৩। সূর্য এবং বৃহস্পতির আবহাওয়ায় প্রচুর পরিমাণে হাইড্রোজেন পাওয়া যায়, কিন্তু পৃথিবীর বায়ুমণ্ডলে হাইড্রোজেন প্রায় অনুপস্থিত। কারণ ব্যাখ্যা কর।
- ৪। প্রকৃতিতে অ্যাক্টন পরিমাণে পাওয়া যায় একপ পাঁচটি হাইড্রোজেন যৌগের উল্লেখ কর।

৫ “আইসোটোপীয় প্রভাব” কি? সকল মৌলের মধ্যে হাইড্রোজেনের আইসোটোপীয় প্রভাব সবচেয়ে বেশি হয় কেন? হাইড্রোজেনের আইসোটোপগুলোর কয়েকটি ভৌত ধর্মের পার্থক্য উল্লেখ কর।

৬। পানিকে তড়িৎ বিশ্লেষণ করলে D_2 এর তুলনায় H_2 দ্রুতগতিতে উৎপন্ন হয় কেন?

৭। সাধারণ পানি থেকে কিভাবে D_2O পাওয়া যায়? এর একটি প্রধান ব্যবহার উল্লেখ কর।

৮। সাধারণ তাপমাত্রায় আণবিক হাইড্রোজেনের সক্রিয়তা যথেষ্ট কম। এর প্রধান কারণ কি?

৯। অর্ধে এবং প্যারা- হাইড্রোজেন কি? প্যারা-হাইড্রোজেন কিভাবে পাওয়া যায়?

১০। হিলিয়ামের মতো ইলেকট্রন বিন্যাস থাকা সত্ত্বেও H^- আয়নের সুস্থিতি খুবই কম। কারণ ব্যাখ্যা কর।

১১ হাইড্রোজেনের বন্ধন গঠনের বিভিন্ন পদ্ধতিগুলো উদাহরণসহ উল্লেখ কর।

১২। বর্ণিজিকভাবে হাইড্রোজেন প্রস্তুতের পদ্ধতিগুলো বর্ণনা কর।

১৩। হাইড্রোজেনের প্রধান ব্যবহারগুলো উল্লেখ কর।

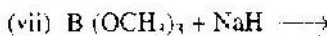
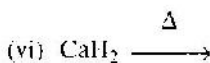
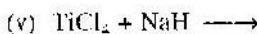
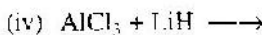
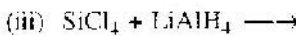
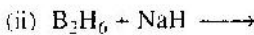
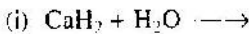
১৪। নিচের বিকরকগুলোর সাথে হাইড্রোজেনের বিক্রিয়ার সমীকরণ লিখ :

(ক) Na (খ) Ca, (গ) U, (ঘ) N_2 , (ঙ) CuO, (চ) WO_3 , (ছ) La, (জ) S,
(ঝ) Cl_2 , (ঞ) CO, (ট) $PdCl_2$, (ঠ) F_2 , (ড) I_2 , (ঢ) O_2 ,
ণ) Mo_2O_3

১৫। লবণসদৃশ হাইড্রাইড কি? কোন মৌলগুলো এ ধরনের হাইড্রাইড গঠন করে? এদের মধ্যে ধাতব আয়ন এবং H^- আয়ন থাকার কি প্রমাণ রয়েছে?

১৬। কোনো ধাতুগুলো হাইড্রোজেনের সাথে সরাসরি বিক্রিয়া করে ধাতব হাইড্রাইড গঠন করে। এরূপ হাইড্রাইডগুলোর ভৌত এবং রাসায়নিক ধর্ম সংক্ষেপে আলোচনা কর।

১৭। নিচের বিক্রিয়াগুলোর সমীকরণ দাও :



১৮। উদাহরণসহ বিভিন্ন প্রকার হাইড্রাইড যৌগের প্রস্তুতি এবং ধর্ম সম্পর্কে সংক্ষেপে আলোচনা কর।

১৯। সমযোজী হাইড্রাইডগুলোর বিভিন্ন প্রকারভেদ আলোচনা কর। এরূপ হাইড্রাইডগুলো প্রস্তুতের কয়েকটি পদ্ধতি উল্লেখ কর।

২০। UH_3 কিভাবে প্রস্তুত করা যায়? UH_3 থেকে নিম্নলিখিত যৌগগুলো কিভাবে প্রস্তুত করা যায়?

(ক) UO_2 , (খ) UCl_4 , (গ) US_2

২১। ডাইহাইড্রোজেন কিভাবে জটিল যৌগ গঠনে একটি লিগ্যান্ড হিসেবে কাজ করতে পারে তা ব্যাখ্যা কর।

২২। $LiAlH_4$ এবং $NaBH_4$ গুণের একটি করে পদ্ধতি সমীকরণের সাহায্যে দেখাও।

২৩। হাইড্রোজেন বন্ধন কি? সাধারণ সমযোজী বন্ধনের সাথে হাইড্রোজেন বন্ধনের শক্তির তুলনা কর।

H_2O , NH_3 এবং HF এর ভৌতধর্ম কিভাবে হাইড্রোজেন বন্ধন দ্বারা প্রভাবিত হয় তা আলোচনা কর।

২৪। হাইড্রোজেন হ্যালাইডগুলোর স্ফুটনাংক নিম্নরূপ:

HF $20^\circ C$, HCl $-85^\circ C$, HBr $-67^\circ C$ এবং HI $-36^\circ C$ । স্ফুটনাংকের এরূপ পরিবর্তনের গতিধার ব্যাখ্যা কর।

২৫। কারণ ব্যাখ্যা কর:

(ক) সমযোজী যৌগ হওয়া সত্ত্বেও NH_3 এবং CH_3OH উভয়েই পানিতে অতিমাত্রায় দ্রবণীয়।

(খ) বরফ পানিতে ভাসে।

(গ) অর্ধ-নাইট্রোফেনলের তুলনায় প্যারা-নাইট্রোফেনলের স্ফুটনাংকের মান উচ্চ।

(ঘ) অক্সিজেন অপেক্ষা ফ্লোরিন বেশি শক্তিশালী হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন করে, তবুও III^+ এর তুলনায় H_2O এর স্ফুটনাংক উচ্চ হয়।

(ঙ) অ্যাসিটিক এসিড একটি ডাইমার হিসেবে অবস্থান করে।

(চ) কঠিন অবস্থায় বোরিক এসিড একটি সমতল কাঠামো সৃষ্টি করে।

(ছ) স্যালিসাইলিক এসিড একটি ডাইমার হিসেবে অবস্থান করে।

(জ) যে কোনো অ্যালকোহলের স্ফুটনাংক তার হাইসোমারিক ইথারের স্ফুটনাংক অপেক্ষা উচ্চ হয়।

(ঝ) সাধারণ তাপমাত্রায় H_2S একটি গ্যাস, কিন্তু H_2O তরল অবস্থায় থাকে।

(ঞ) পানিতে অর্ধ-নাইট্রোফেনলের তুলনায় প্যারা-নাইট্রোফেনলের দ্রব্যতা বেশি।

দ্বিতীয় অধ্যায়

Gr IA(1) মৌলসমূহ :

লিথিয়াম, সোডিয়াম, পটাশিয়াম, রুবিডিয়াম, সিজিয়াম এবং ফ্রান্সিয়াম
[Gr IA(1) Elements : Lithium, Sodium, Potassium, Rubidium,
Caesium and Francium]

সূচনা (Introduction)

লিথিয়াম, সোডিয়াম, পটাশিয়াম, রুবিডিয়াম, সিজিয়াম এবং ফ্রান্সিয়াম— এ ছয়টি মৌল পর্যায় সারণির Gr IA(1) এর অন্তর্গত। সবগুলো মৌল ধাতু, বিদ্যুতের সুপরিবাহী, নরম এবং অত্যন্ত সক্রিয়। এরা একফোজী, আয়নিক এবং বর্ণহীন যৌগ গঠন করে। এদের হাইড্রক্সাইডগুলো তীব্র ক্ষার। তীব্র ক্ষার তৈরি করে বলে এ ধাতুগুলোকে ক্ষার ধাতু (alkali metals) বলা হয়। এদের ধর্মে যথেষ্ট মিল রয়েছে, লিথিয়াম থেকে ফ্রান্সিয়াম পর্যন্ত মৌলগুলোর ধর্মের পরিবর্তন অত্যন্ত নিয়মিতভাবে ঘটে। এদের সরল ইলেকট্রনিক গঠন দ্বারা এদের ভৌত এবং রাসায়নিক ধর্মগুলো সহজেই ব্যাখ্যা করা যায়।

ওজন হিসেবে সোডিয়াম এবং পটাশিয়াম একত্রে ভূ-ত্বকে গঠনে ব্যবহৃত সকল মৌলের প্রায় 4%। এদের যৌগগুলো অতি প্রাচীনকাল থেকেই পরিচিত এবং ব্যবহৃত হয়ে আসছে। উভয় মৌলই সকল প্রাণির জীবন রক্ষার জন্য অতি প্রয়োজনীয়। এদের কোনো কোনো যৌগ খুব বেশি পরিমাণে প্রস্তুত এবং ব্যবহার করা হয়। রুবিডিয়াম এবং সিজিয়ামের কোনো গুরুত্বপূর্ণ ব্যবহারিক প্রয়োগ নেই। ফ্রান্সিয়াম একটি অল্পস্থায়ী তেজস্ক্রিয় মৌল।

উৎস এবং প্রাচুর্য (Occurrence and abundance)

ক্ষার ধাতুগুলো রাসায়নিকভাবে অত্যন্ত সক্রিয় হওয়ায় এদেরকে প্রকৃতিতে মুক্ত অবস্থায় পাওয়া যায় না। এদের ধর্মে যথেষ্ট মিল থাকলেও এরা কোনো উৎসে একত্রে অবস্থান করে না। M^+ আয়নগুলোর আকর্ষণের পার্থক্যই এর প্রধান কারণ।

২.১ নং সারণিতে ভূ-ত্বকে ওজন হিসেবে ক্ষার ধাতু মৌলগুলোর প্রাপ্যতর প্রাচুর্য তুলনা করা হয়েছে।

ভূ-ত্বকে ওজন হিসেবে প্রাচুর্যের দিক থেকে লিথিয়ামের অবস্থান ঊর্ধ্বতম। বিভিন্ন শিলায় এবং কাদায় সিলিকেট যৌগ হিসেবে এটি অবস্থিত থাকে। এর দুটি প্রধান আকরিক হলো স্পেড্ডুমিন $LiAl(SiO_3)_2$ এবং লিপিতেলাইট $Li_2Al_2(SiO_3)_3 (FOH)_2$

সারণি ২.১ : ভূ-ত্বকে ক্ষার ধাতুগুলোর ওজন হিসেবে প্রাপ্যতার প্রাচুর্য।

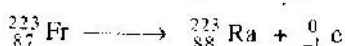
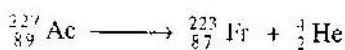
	ভূ-ত্বকে ওজন হিসেবে প্রাপ্যতার প্রাচুর্য (%)	সকল মৌলের মধ্যে প্রাচুর্যের অনুক্রম
Li	0.0018	35
Na	2.27	7
K	1.84	8
Rb	0.0078	23
Cs	0.00026	46

ভূ-ত্বকে ওজন হিসেবে প্রাচুর্যের দিক থেকে সোডিয়াম এবং পটাশিয়ামের অবস্থান যথাক্রমে সপ্তম এবং অষ্টম। সমুদ্রের পানিতে প্রচুর পরিমাণে NaCl এবং KCl দ্রবীভূত থাকে। সোডিয়ামের সবচেয়ে বড় উৎস হলো রক সল্ট NaCl। শুকিয়ে যাওয়া প্রাচীন সাগরের তলদেশে রক সল্ট পাওয়া যায়। সোডিয়ামের অপর উৎসগুলো হলো বোরাক্স $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, ট্রেনা Na_2CO_3 , $\text{NaHCO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, সল্ট পিটার NaNO_3 , মিরাবাইলাইট Na_2SO_4 এবং ন্যাট্রন $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ।

পটাশিয়ামের প্রধান খনিজ উৎসগুলো হলো সিলভাইট KCl, কার্নালাইট KCl, $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ এবং ল্যাংবাইলাইট $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{MgSO}_4$ ।

ক্যালিডিয়াম এবং সিজিয়াম দুটি বিরল মৌল। এদের কোনো সুবিধাজনক আকরিক নেই। লিথিয়াম নিষ্কাশনকালে উপজাত হিসেবে এ দুটি মৌল পাওয়া যায়।

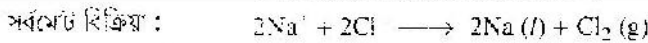
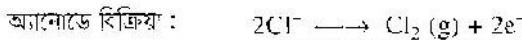
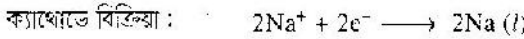
ফ্রান্সিয়াম একটি তেজস্ক্রিয় মৌল যার অর্ধ-মু্য মাত্র 21 মিনিট। প্রকৃতিতে একে উল্লেখযোগ্য পরিমাণে পাওয়া যায় না। তেজস্ক্রিয় আইসোটোপ $^{227}_{89}\text{Ac}$ একটি আলফা কণা ছেড়ে দিয়ে তেজস্ক্রিয় আইসোটোপ $^{223}_{87}\text{Fr}$ উৎপন্ন করে যা অতি দ্রুত একটি বীটা কণা ছেড়ে দিয়ে আর একটি তেজস্ক্রিয় মৌল $^{223}_{88}\text{Ra}$ সৃষ্টি করে।



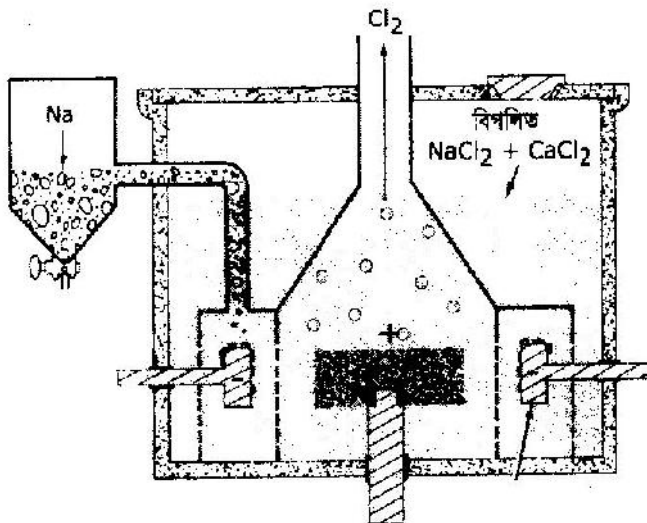
মৌলগুলোর নিষ্কাশন (Extraction of the elements)

Gr IA(1) মৌলসমূহ অত্যন্ত সক্রিয় হওয়ায় এদেরকে কখনো মুক্ত অবস্থায় প্রকৃতিতে পাওয়া যায় না। এদের মৌলগুলোও তাপীয়ভাবে খুবই সূক্ষিত, ফলে উত্তপ্ত করলেও এরা সহজে বিয়োজিত হয় না। ক্ষার ধাতুগুলো অতি তীব্র বিজারক পদার্থ, ফলে এদের অক্সাইডগুলোকে অন্য কোনো বিজারক পদার্থের দ্বারা রাসায়নিক বিজারণ করে মুক্ত ধাতু পাওয়া সম্ভব নয়। একমাত্র তড়িৎ বিশ্লেষণ পদ্ধতিতেই ক্ষার ধাতুর নিষ্কাশন সম্ভব। সাধারণত অপবিগলিত হ্যালাইড লবণের তড়িৎবিশ্লেষণ করে ধাতুগুলো নিষ্কাশন করা হয়। হ্যালাইড লবণের গলনাঙ্ক কমিয়ে আনার জন্য প্রায়শই এর সাথে অন্য একটি লবণ মিশানো হয়।

সোডিয়াম : শিল্পক্ষেত্রে তাপবিগলিত সোডিয়াম ক্লোরাইডের তড়িৎবিশ্লেষণ করে সোডিয়াম ধাতু নিষ্কাশন করা হয়। বিশুদ্ধ NaCl এর গলনাংক খুব উচ্চ (803°C), গলনাংকের মান কমিয়ে আনব জন্য এর সাথে CaCl₂ মিশিয়ে 40% NaCl এবং 60% CaCl₂ এর একটি মিশ্রণ প্রস্তুত করা হয়। এ মিশ্রণটি 600°C তাপমাত্রায় বিগলিত হয়। তড়িৎবিশ্লেষণ করলে ক্যাথোডে সোডিয়াম ধাতু এবং অ্যানোডে ক্লোরিন গ্যাস উৎপন্ন হয়। ক্যাথোড এবং অ্যানোডে সংঘটিত বিক্রিয়া নিম্নরূপ :



বর্তমানে সোডিয়াম উৎপাদনের জন্য যে সেলটি (Cell) ব্যবহার করা হয় তাকে ডাউনস সেল (Down's Cell) বলা হয়। এ সেলে অ্যানোডটি গ্রাফাইটের তৈরি যা উচ্চ তাপমাত্রাতেও ক্লোরিনের সাথে বিক্রিয়া করে না। ক্যাথোডটি স্টিল বা কপার নিয়ে তৈরি হয় এবং এটি গ্রাফাইট অ্যানোডকে চারদিক থেকে পরিবেষ্টিত করে থাকে। ক্যাথোড এবং অ্যানোডের মাঝখানে একটি স্টিলের তারজালির বিভাজক স্কেল থাকে যা সোডিয়াম ধাতুকে ক্লোরিনের সংস্পর্শে আসতে বাধা দেয়। ২.১ নং চিত্রে ডাউনস সেলের গঠন দেখানো হয়েছে।



চিত্র ২.১ : সোডিয়াম নিষ্কাশনের জন্য ডাউনস সেল

বিগলিত NaCl এর মধ্যে বিদ্যুৎ প্রবাহ চালালে সোডিয়াম আয়নগুলো ক্যাথোডের দিকে অগ্রসর হয় এবং ক্যাথোডে থেকে ইলেকট্রন গ্রহণ করে চার্জ নিরপেক্ষ সোডিয়াম পরমাণুতে পরিণত হয়। অনেকগুলো সোডিয়াম পরমাণু এক সাথে যুক্ত হয়ে বিগলিত সোডিয়াম ধাতু সৃষ্টি করে যা উপরদিকে ভেসে উঠে এবং একটি নির্গমন নল দিয়ে বের হয়ে আসে। ক্লোরাইড আয়নগুলো

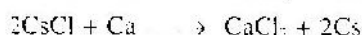
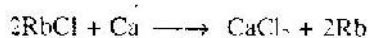
অ্যামোডের দিকে অগ্রসর হয় এবং ইলেকট্রন ছেড়ে দিয়ে ক্লোরিন পরমাণুতে পরিণত হয়। দুটি কবে ক্লোরিন পরমাণু এক সাথে যুক্ত হয়ে ক্লোরিন গ্যাস গঠন করে এবং একটি নিষ্কাশন পথ দিয়ে বর হয়ে যায়।

লিথিয়াম : লিথিয়াম নিষ্কাশনের জন্য এর পিঁপিকেট আকর্ষককে প্রথমে H_2SO_4 এর সাথে বিক্রিয়া করে Li_2SO_4 -এ পরিণত করা হয়। Li_2SO_4 এর পরিস্কার দ্রবণে Na_2CO_3 যোগ করে Li_2CO_3 এর অধঃক্ষেপ সৃষ্টি করা হয় এবং এর সাথে HCl মিশিয়ে $LiCl$ প্রস্তুত করা হয়। অতঃপর তাপবিগলিত $LiCl$ এর তড়িৎবিশ্লেষণ করে লিথিয়াম নিষ্কাশন করা হয়।

পটাশিয়াম, রুবিডিয়াম এবং সিজিয়াম : সোডিয়াম নিষ্কাশনে ব্যবহৃত স্লেটটার মতো অনুরূপ একটি সে-লে তাপবিগলিত KCl এর তড়িৎবিশ্লেষণ করে পটাশিয়াম নিষ্কাশন করা যায়। যেহেতু $NaCl$ অপেক্ষা KCl এর গলনাংক উচ্চ, সেজন্য তড়িৎবিশ্লেষণ প্রক্রিয়াটি অধিক উচ্চ তাপমাত্রায় চলাতে হয়। একপ তাপমাত্রায় পটাশিয়াম প্রচুর পরিমাণে বাষ্পীভূত হয় যা একটি বিপন্নজনক পরিবেশের সৃষ্টি করে। আবার বিগলিত ক্লোরাইড মিশ্রণেও পটাশিয়াম প্রচুর পরিমাণে দ্রবীভূত হয় ফলে সংগ্রহ করার জন্য এটি ভেসে ওঠে না। এজন্য বাণিজ্যিকভাবে পটাশিয়াম নিষ্কাশনের জন্য তড়িৎবিশ্লেষণ পদ্ধতিটি সুবিধাজনক নয়। যেহেতু সোডিয়াম সহজে প্রস্তুত করা যায় সেজন্য বর্তমানে তাপবিগলিত KCl -কে $850^\circ C$ তাপমাত্রায় সোডিয়াম বাষ্পের সাহায্যে বিজারণ করে পটাশিয়াম নিষ্কাশন করা হয়। এ পদ্ধতিতে প্রায় 99.5% বিশুদ্ধ পটাশিয়াম পাওয়া যায়।



রুবিডিয়াম এবং সিজিয়াম নিষ্কাশনের জন্য এদের তাপবিগলিত ক্লোরাইড যৌগকে $750^\circ C$ তাপমাত্রায় নিম্নচাপে ক্যালসিয়াম দ্বারা বিজারণ করা হয়।



Gr IA (I) ধাতুগুলোর ব্যবহার (Uses of GrIA(I) metals)

লিথিয়াম : (১) বিভিন্ন প্রকারে অ্যালয় (alloys) প্রস্তুত করার জন্য লিথিয়াম ব্যবহার করা হয়। $Pb-Li$ অ্যালয়কে 'শ্বেত ধাতু' (white metal) বলা হয়। মেটার গাড়ির ইঞ্জিনের বিয়ারিং (bearings) প্রস্তুতের জন্য এটি ব্যবহৃত হয়। $Al-Li$ অ্যালয় খুবই হালকা এবং মজবুত। উভয়জাহাজের বিভিন্ন অংশ প্রস্তুতের জন্য এটি ব্যবহার করা হয়। $Mg-Li$ অ্যালয় বর্ম হিসেবে ব্যবহৃত ধাতব পাত প্রস্তুতের জন্য ব্যবহার করা হয়।

যেহেতু সোডিয়াম অপেক্ষা পটাশিয়াম অধিক সক্রিয় ধাতু, সেজন্য সোডিয়াম দ্বারা KCl এর বিজারণ অপাতত অসম্ভব মনে হতে পারে। কিন্তু $850^\circ C$ তাপমাত্রায় নিচের রাসায়নিক সমাঙ্গী প্রতিষ্ঠিত হয় :

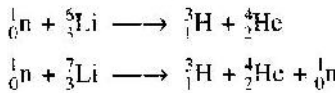


পটাশিয়াম সোডিয়াম অপেক্ষা অধিক সক্রিয় ধাতু হওয়ায় প্রস্তুত হওয়া মাত্র একে অক্সিজেন পাতন করে বিক্রিয় মিশ্রণ থেকে পৃথক করা যায়। এভাবে পটাশিয়ামকে পৃথক করে নিজে রাসায়নিক সমাঙ্গী প্রতিক্রিয়া করে অগ্নি, ফলে আরো বেশি পরিমাণ KCl বিজারিত হয়ে পটাশিয়াম উৎপন্ন করে। এভাবে আবিষ্কার করে পটাশিয়াম উৎপন্ন হতে থাকে।

(২) লিথিয়াম স্টিয়ারেট প্রস্তুত করার জন্য প্রচুর পরিমাণ লিথিয়াম ব্যবহার করা হয়। মেটির গাড়ির যন্ত্রাংশের জন্য এটি একটি অতি উন্নতমানের পিচ্ছিলকারক পদার্থ (গ্রীজ) যা -20°C থেকে $+150^{\circ}\text{C}$ পর্যন্ত তাপমাত্রার পরিসরে ব্যবহার করা যায়।

(৩) কাচকে মজবুত করার জন্য Li_2CO_3 ব্যবহার করা হয়।

(৪) ফিউশন রিঅ্যাক্টরে (fusion reactor) ট্রাইটিয়াম ${}^3_1\text{H}$ প্রস্তুতের জন্য লিথিয়াম ব্যবহার করা হয়। লিথিয়ামকে নিউট্রন দ্বারা আঘাত করলে ট্রাইটিয়াম উৎপন্ন হয়।

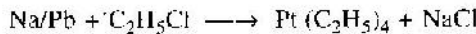


(৫) বৈদ্যুতিক ব্যাটারি প্রস্তুতের জন্য লিথিয়াম ব্যবহার করা হয়। এরূপ ব্যাটারিতে Li/Si অ্যালয়কে অ্যানোড, FeS_x -কে ক্যাথোড এবং তাপবিগলিত LiCl/KCl মিশ্রণকে ইলেকট্রোলাইট হিসেবে ব্যবহার করা হয়।

(৬) সামরিক প্রয়োজনে হাইড্রোজেন প্রস্তুতের জন্য LiH ব্যবহার করা হয়।

(৭) জৈব যৌগ সংশ্লেষণের জন্য LiAlH_4 , Li/NH_3 এবং বিভিন্ন প্রকার জৈব-লিথিয়াম যৌগ (যেমন, $n\text{-BuLi}$) ব্যবহার করা হয়।

সোডিয়াম : (১) সোডিয়ামের সবচেয়ে বড় ব্যবহার হলো পেট্রোলিয়ামের সাথে অক্সিটনিক হিসেবে ব্যবহৃত টেট্রাইথাইল লেড প্রস্তুতিতে। Na/Pb অ্যালয় এবং ইথাইল ক্লোরাইডের বিক্রিয়া থেকে এটি প্রস্তুত করা হয়।



(২) Ti , Zr এবং আরো কিছু ধাতু প্রস্তুতের জন্য প্রচুর পরিমাণে সোডিয়াম ব্যবহার করা হয়। এসব ধাতুর ক্লোরাইড লবণকে সোডিয়াম দ্বারা বিজরিত করে ধাতু উৎপন্ন করা হয়।



(৩) পারমাণবিক চুল্লিতে তাপ পরিবাহক রূপে সোডিয়াম ব্যবহার করা হয়।

(৪) Na_2O_2 , NaNH_2 , NaOR , NaH ইত্যাদি যৌগ প্রস্তুতিতে সোডিয়াম ব্যবহার করা হয়।

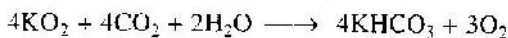
(৫) কতিপয় ধাতু সংকর (যেমন Na-Hg) প্রস্তুতিতে সোডিয়াম ব্যবহার করা হয়।

(৬) বেনজিন, ইথার এবং অন্যান্য অনেকগুলো জৈব দ্রাবক অনর্দন করার জন্য সোডিয়াম ব্যবহার করা হয়।

(৭) রক্তপথসমূহ সোডিয়ামের হলুদ আলোয় আলোকিত করার জন্য সোডিয়াম বাষ্প ব্যবহার করে বাতি প্রস্তুতের জন্য সোডিয়াম ব্যবহার করা হয়।

পটাশিয়াম : (১) Na/K অ্যালয় প্রস্তুতের জন্য পটাশিয়াম ব্যবহার করা হয়। জৈব বিক্রিয়াসমূহে একটি বিকারক হিসেবে এবং শিল্প কারখানায় তাপের সঞ্চালক হিসেবে এটি ব্যবহৃত হয়।

(২) KO_2 প্রস্তুতের জন্য পটাশিয়াম ব্যবহার করা হয়। পটাশিয়ামের সাথে সরাসরি অক্সিজেনের বিক্রিয়া করে এটি প্রস্তুত করার হয়। খনিগর্ভে, সাগর তলে সাবমেরিনে এবং আকাশযানে অক্সিজেন সরবরাহের জন্য শ্বাসগ্রহণ-মুখোশ প্রস্তুতিতে পটাশিয়াম সুপারঅক্সাইড ব্যবহার করা হয়।



রুবিডিয়াম এবং সিজিয়াম : রুবিডিয়ামের কোনো ব্যবহারিক প্রয়োগ নেই। ফটোইলেকট্রিক সেল (photoelectric cell) প্রস্তুতিতে সিজিয়াম ব্যবহৃত হয়

ইলেকট্রনিক গঠন (Electronic structure)

২.২ নং সারণিতে GrIA(1) মৌলসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাস দেখানো হয়েছে। ইলেকট্রন বিন্যাস থেকে দেখা যায় যে, প্রতিটি ফার খাতুর সর্বশেষ ইলেকট্রন খোলকে কেবল একটি s ইলেকট্রন

সারণি ২.২ : GrIA(1) মৌলসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাস।

মৌল	সংকেত	পারমাণবিক সংখ্যা	ইলেকট্রন বিন্যাস
লিথিয়াম	Li	3	$1s^2 2s^1$ বা $[He] 2s^1$
সোডিয়াম	Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ বা $[Ne] 3s^1$
পটাশিয়াম	K	19	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ বা $[Ar] 4s^1$
রুবিডিয়াম	Rb	37	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$ বা $[Kr] 5s^1$
সিজিয়াম	Cs	55	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10}$ $5s^2 5p^6 6s^1$ বা $[Xe] 6s^1$
ফ্রান্সিয়াম	Fr	87	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$ $5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 7s^1$ বা $[Rn] 7s^1$

থাকে। লিথিয়াম (3) থেকে ফ্রান্সিয়াম (87) পর্যন্ত পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে নিউক্লিয়াসের ধনাত্মক চার্জ বৃদ্ধিতে থাকে, ফলে ভিতরের ইলেকট্রন পূর্ণ খোলকগুলো নিউক্লিয়াস দ্বারা বেশি করে আকর্ষিত হয়। ঋণাত্মক ইলেকট্রন দ্বারা পূর্ণ এ খোলকগুলো যোজনী স্তরের ইলেকট্রনটিকে নিউক্লিয়াসের ধনাত্মক চার্জ থেকে দক্ষভাবে আচ্ছাদিত করে রাখে। ফলে যোজনী স্তরের ইলেকট্রনটি নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ বল খুব অল্প পরিমাণে অনুভব করে। এজন্য এটি সহজেই পরমাণু থেকে মুক্ত হতে পারে। পক্ষান্তরে, অবশিষ্ট ইলেকট্রনগুলো নিউক্লিয়াসের বেশি কাছাকাছি থাকে, নিউক্লিয়াস দ্বারা বেশি আকর্ষিত হয় এবং এগুলো পরমাণু থেকে মুক্ত করতে অনেক বেশি শক্তির প্রয়োজন হয়। মৌলগুলোর ইলেকট্রন বিন্যাসের সদৃশ্যের কারণে তাদের ভৌত এবং রাসায়নিক ধর্মেও অনেক মিল দেখা যায়।

পরমাণু এবং আয়নসমূহের আকার (Sizes of the atoms and ions)

সবগুলো Gr IA(1) পরমাণুর আকার তাদের নিজ নিজ পর্যায়ে অবস্থিত অন্য সকল পরমাণুর আকার থেকে বড়। বোজরী স্তরের ইলেকট্রনটি মুক্ত করলে গঠিত M^+ আয়নের আকার যথেষ্ট ছাশ পায়। এর দুটি কারণ রয়েছে।

(১) বাইরের ইলেকট্রন খোলকটি অপসারণ করা হর বলে গঠিত M^+ আয়নটির আকার M পরমাণুর আকার থেকে ছোট হয়।

(২) একটি ইলেকট্রন অপসারণ করার পর নিউক্লিয়াসের ধনাত্মক চার্জের পরিমাণ অবশিষ্ট ইলেকট্রনগুলোর ঋণাত্মক চার্জের পরিমাণ থেকে বেশি হয়। ফলে অবশিষ্ট প্রতিটি ইলেকট্রন এখন নিউক্লিয়াসের চার্জ দ্বারা আগের চেয়ে বেশি পরিমাণে আকর্ষিত হয়। এ কারণে M^+ আয়নের আকার আরো ছাশ পায়।

Gr IA(1) ধাতুগুলো সর্বদাই M^+ আয়ন গঠন করে। এ আয়নগুলোর আকার অন্য সব আয়নের আকার থেকে অপেক্ষকৃতভাবে বড়। Li^+ থেকে Fr^+ আয়ন পর্যন্ত আয়নগুলোর আকার নিয়মিতভাবে বৃদ্ধি পায়। একটি করে অতিরিক্ত ইলেকট্রন কক্ষপথ যোগ হয় বলেই আয়নগুলোর আকার $Li^+ < Na^+ < K^+ < Rb^+ < Cs^+ < Fr^+$ অনুক্রমে বড়ত্রে থাকে। ২, ৩ সারণিতে GrIA(1) মৌলসমূহের পারমাণবিক এবং আয়নিক ব্যাসার্ধ দেখানো হয়েছে।

সারণি ২.৩ : GrIA(1) মৌলসমূহের পারমাণবিক এবং আয়নিক ব্যাসার্ধ।

পরমাণু	পারমাণবিক ব্যাসার্ধ (Å)	M^+ আয়নের ব্যাসার্ধ (Å)
Li	1.52	0.76
Na	1.86	1.02
K	2.27	1.38
Rb	2.48	1.52
Cs	2.65	1.67

Li^+ আয়নের আকার অন্য সবগুলো M^+ আয়নের আকারের তুলনায় অনেক ছোট। এ কারণেই Li কেবল Na এর সাথে 380°C অপেক্ষা উচ্চ তাপমাত্রায় মিশ্রিত হয়, এবং গলিত অবস্থাতেও K, Rb এবং Cs এর সাথে মিশ্রিত হয় না। লিথিয়াম এ গ্রুপের ধাতুগুলোর সাথে অ্যালয় গঠন করে না। কিন্তু Na, K, Rb এবং Cs সকল অনুপাতে মিশ্রিত হয় এবং অ্যালয় গঠন করে।

ঘনত্ব (Density)

GrIA(1) ধাতুগুলোর আকার খুব বড় হওয়ার কারণে এদের ঘনত্ব খুব কম হয়। ধাতুগুলো সহায়ণত পানি থেকে ভারি হয়, কিন্তু লিথিয়াম পানির প্রায় অর্ধেক ভারি এবং সোডিয়াম এবং পটাশিয়াম ঘনত্বও পানির ঘনত্ব অপেক্ষা কিছু কম। ২.৪ নং সারণিতে GrIA(1) ধাতুগুলোর ঘনত্ব দেখানো হয়েছে।

সারণি ২.৪ : GrIA(1) ধাতুগুলোর ঘনত্ব।

ধাতু	ঘনত্ব (g cm^{-3})
Li	0.54
Na	0.97
K	0.86
Rb	1.53
Cs	1.90

আয়নীকরণ শক্তি (Ionization energy)

২.৫ নং সারণিতে GrIA(1) ধাতুগুলোর আয়নীকরণ শক্তির মান দেখানো হয়েছে।

সারণি ২.৫ : GrIA(1) ধাতুগুলোর আয়নীকরণ শক্তি (kJ mol^{-1})।

মৌল	প্রথম আয়নীকরণ শক্তি	দ্বিতীয় আয়নীকরণ শক্তি
Li	520.1	7296
Na	495.7	4563
K	418.6	3069
Rb	402.9	2650
Cs	375.6	2420

পর্যায় সারণির একই পর্যায়ের যে কোনো গ্রুপের মৌলের তুলনায় GrIA(1) মৌলগুলোর প্রথম আয়নীকরণ শক্তির মান কম। এ গ্রুপের পরমাণুগুলোর আকার খুব বড়, সেজন্য সর্ববহিঃস্থ ইলেকট্রনটি নিউক্লিয়াস দ্বারা খুব দুর্বলভাবে আকর্ষিত হয়। ফলে শেষ ইলেকট্রনটি মুক্ত করতে অল্প শক্তির প্রয়োজন হয়। পরমাণুগুলোর আকার $\text{Li} < \text{Na} < \text{K} < \text{Rb} < \text{Cs}$ অনুক্রমে বাড়ে, ফলে বাইরের ইলেকট্রনটির প্রতি নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ বলও একই অনুক্রমে হ্রাস পায় এবং সেজন্য আয়নীকরণ শক্তির মান Li থেকে Cs পর্যন্ত নিয়মিতভাবে কমেতে থাকে।

M^+ আয়ন থেকে আর একটি ইলেকট্রন মুক্ত করতে যে শক্তির প্রয়োজন হয়, তাকে দ্বিতীয় আয়নীকরণ শক্তি বলে। GrIA(1) মৌলগুলোর প্রথম আয়নীকরণ শক্তির মান খুব কম হলেও এর দ্বিতীয় আয়নীকরণ শক্তির মান অত্যন্ত বেশি। এর তিনটি কারণ রয়েছে :

(১) প্রথম ইলেকট্রনটি মুক্ত করার পর একই পরিমাণ নিউক্লীয় চার্জ বাক্য অবশিষ্ট ইলেকট্রনগুলো আগের চেয়ে বেশি আকর্ষণ বল অনুভব করে।

(২) M^+ আয়নের আকার চার্জ নির্বিশেষে M পরমাণুর আকার থেকে অনেক ছোট। এ মায়নের বহিঃস্থ ইলেকট্রনটি নিউক্লিয়াসের অনেক কাছে অবস্থিত হওয়ায় এটি নিউক্লিয়াসের প্রবল আকর্ষণ বল অনুভব করে।

(৩) GrIA(1) ধাতুর M^+ আয়ন থেকে একটি ইলেকট্রন মুক্ত করতে হলে অতি সুস্থিত মহান গ্যাসগুলোর অনুরূপ ইলেকট্রন বিন্যাস ডাঙতে হয় যার জন্য অনেক বেশি শক্তির প্রয়োজন।

Gr IA(1) মৌলগুলোর দ্বিতীয় আয়নীকরণ শক্তির মান এত বেশি যে কোনো রাসায়নিক বিক্রিয়াতে M^{2+} আয়ন সৃষ্টি করার জন্য প্রয়োজনীয় শক্তি পাওয়া সম্ভব নয়। এজন্য GrIA(1) ধাতুগুলো সর্বদাই কেবল M^+ আয়ন গঠন করে।

ইলেকট্রোনিগেটিভিটি এবং বন্ধন প্রকৃতি (Electronegativity and bond type)

GrIA(1) মৌলগুলোর ইলেকট্রোনিগেটিভিটির মান খুব কম। পর্যায় সারণির একই পর্যায়ে অবস্থিত সকল গ্রুপের মৌলগুলোর মধ্যে Gr IA(1) মৌলগুলোর ইলেকট্রোনিগেটিভিটির মান সর্বনিম্ন। একই পর্যায়ে অবস্থিত সকল মৌলের মধ্যে ক্ষার ধাতু মৌলগুলোর পরমানুর আকার বড় এবং নিউক্লিয়াসের চার্জ কম। ফলে একটি অতিরিক্ত ইলেকট্রনকে এ পরমাণুগুলোর নিউক্লিয়াস খুব কম বল দ্বারা আকর্ষণ করে। এ কারণেই এদের ইলেকট্রোনিগেটিভিটির মান এত কম হয়। এ গ্রুপের কোনো মৌল অন্য কোনো মৌলের সাথে যুক্ত হলে তাদের ইলেকট্রোনিগেটিভিটির পার্থক্য অনেক বেশি হয়, ফলে বন্ধনটি আয়নিক প্রকৃতিবিশিষ্ট হয়। সোডিয়ামের সাথে ক্লোরিনের বিক্রিয়াটি বিবেচনা করা যাক :

$$\text{Na এর ইলেকট্রোনিগেটিভিটি} = 0.93$$

$$\text{Cl এর ইলেকট্রোনিগেটিভিটি} = 3.16$$

$$\text{NaCl-এ ইলেকট্রোনিগেটিভিটির পার্থক্য} = 2.23$$

দুটি পরমানুর ইলেকট্রোনিগেটিভিটির পার্থক্য 1.7 - 1.8 হলে তাদের বন্ধনটি 50% আয়নিক প্রকৃতিবিশিষ্ট হয়। যেহেতু NaCl-এ ইলেকট্রোনিগেটিভিটির পার্থক্য 1.8 থেকে বেশি সেক্ষেত্রে NaCl প্রধানত একটি আয়নিক যৌগ। GrIA(1) এর যে কোনো মৌলের যৌগগুলোর জন্য এরূপ যুক্তি দিয়ে দেখানো যায় যে তাদের বন্ধনটি প্রধানত আয়নিক প্রকৃতির। নিচে কয়েকটি উদাহরণ দেয়া হয়েছে।

$$\text{K}_2\text{O} : \text{K এর ইলেকট্রোনিগেটিভিটি} = 0.82$$

$$\text{O এর ইলেকট্রোনিগেটিভিটি} = 3.44$$

$$\text{K}_2\text{O যৌগে ইলেকট্রোনিগেটিভিটির পার্থক্য} = 2.62$$

অতএব K_2O একটি আয়নিক যৌগ।

$$\text{LiF} : \text{Li এর ইলেকট্রোনিগেটিভিটি} = 0.98$$

$$\text{F এর ইলেকট্রোনিগেটিভিটি} = 3.98$$

$$\text{LiF যৌগে ইলেকট্রোনিগেটিভিটির পার্থক্য} = 3.00$$

অতএব LiF একটি আয়নিক যৌগ।

$$\text{RbBr} : \text{Rb এর ইলেকট্রোনিগেটিভিটি} = 0.82$$

$$\text{O এর ইলেকট্রোনিগেটিভিটি} = 2.96$$

$$\text{RbBr যৌগে ইলেকট্রোনিগেটিভিটির পার্থক্য} = 2.14$$

অতএব RbBr একটি আয়নিক যৌগ।

২.৬ নং সারণিতে Gr IA(1) ধাতুগুলোর ইলেকট্রোনিগেটিভিটির মান দেখানো হয়েছে।

সারণি ২.৬ : Gr IA(1) মৌলগুলোর ইলেকট্রোনিগেটিভিটি (পলিং স্কেল)

মৌল	ইলেকট্রোনিগেটিভিটি
Li	0.98
Na	0.93
K	0.82
Rb	0.82
Cs	0.79

কঠিন, গলনাংক এবং স্ফুটনাংক (Hardness, Melting points and Boiling points)

এ হ্রস্বমূহে কঠিন অবস্থায় যোজনী ইলেকট্রনগুলোর মাধ্যমে পরমাণুগুলো একসাথে থাকে। ধাতব বন্ধনের তত্ত্ব অনুসারে ধাতু ল্যাটিসে অবস্থিত সবগুলো পরমাণুর যোজনী ইলেকট্রনগুলো একসাথে একটি ইলেকট্রন মেঘ সৃষ্টি করে যার মধ্যে ধাতব আয়নগুলো নিমজ্জিত থাকে। এ ইলেকট্রন মেঘ সমগ্র ধাতু ল্যাটিসে মুক্তভাবে চলাচল করতে পারে। ঋণাত্মক চার্জযুক্ত ইলেকট্রন মেঘ এবং ধনাত্মক চার্জযুক্ত ধাতব আয়নগুলোর মধ্যে বৈদ্যুতিক আকর্ষণ বলই হলো ধাতব বন্ধন। স্বাভাবিকভাবেই মনে করা যায়, যোজনী স্তর থেকে যত বেশি সংখ্যক ইলেকট্রন মুক্ত হয়ে ধাতব বন্ধন গঠন করবে ধাতব বন্ধনের শক্তিও ততো বেশি হবে। Gr IA(1) ধাতুগুলোর যোজনী স্তরে কেবল একটি ইলেকট্রন থাকে যা ধাতব বন্ধনে অংশগ্রহণ করে। এজন্য Gr IA(1) মৌলে ধাতব বন্ধন খুব দুর্বল প্রকৃতির হয় এবং সে কারণে এ ধাতুগুলো নরম হয় এবং এদের গলনাংক ও স্ফুটনাংকের মানও নিম্ন হয়। Gr IA(1) এর অন্তর্গত সবগুলো মৌলের ধাতব বন্ধন সৃষ্টিতে ইলেকট্রনের সংখ্যা সমান কিন্তু পরমাণুগুলোর আকার $Li < Na < K < Rb < Cs$ অনুক্রমে বড়ে। যদি বন্ধন সৃষ্টিতে ব্যবহৃত ইলেকট্রনের সংখ্যা সমান হয় কিন্তু পরমাণু আকার বড় হয় তাহলে ধাতব বন্ধনটি বেশি দুর্বল হয়। অতএব Gr IA(1) মৌলগুলোতে ধাতব বন্ধনের শক্তি $Li > Na > Rb > Cs$ অনুক্রমে হ্রাস পায় এবং সেজন্য ধাতুগুলো একই অনুক্রমে ক্রমশ নরম হতে থাকে এবং তাদের গলনাংক ও স্ফুটনাংকের মানও ক্রমশ কমতে থাকে। ২.৭ নং সারণিতে Gr IA(1) ধাতুগুলোর গলনাংক এবং স্ফুটনাংকের মান দেয়া হয়েছে।

সারণি ২.৭ : Gr IA(1) ধাতুগুলোর গলনাংক এবং স্ফুটনাংক।

মৌল	গলনাংক ($^{\circ}C$)	স্ফুটনাংক ($^{\circ}C$)
লিথিয়াম	181	1347
সোডিয়াম	98	881
পটাশিয়াম	63	766
রুবিডিয়াম	39	688
সিজিয়াম	28.5	705

শিখার বর্ণ (Flame colours)

Gr IA(1) মৌলসমূহের যোজনী স্তরে অবস্থিত ইলেকট্রনটিকে সহজেই উত্তেজিত করে কোনো একটি উচ্চতর স্তরে স্থানান্তর করা যায়। এ ইলেকট্রনটি যখন নিম্নতর স্তরে নেমে আসে তখন আলো হিসেবে শক্তি নিঃসৃত হয়। এ মৌলগুলোর জন্য নির্ণীত শক্তির মান যথেষ্ট কম হওয়ায় প্রাপ্ত আলোর ওয়েলসৈর্য বর্ণালির দৃশ্যমান অঞ্চলে অবস্থিত হয়। এ কারণে এ মৌলগুলোকে বর্ণহীন শিখায় উত্তপ্ত করলে শিখায় বিভিন্ন রং পাওয়া যায় :

লিথিয়াম \longrightarrow লাল

সোডিয়াম \longrightarrow পেঙ্গোলী হলুদ

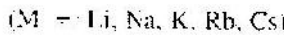
পটাশিয়াম \longrightarrow বেগুনী

রুবিডিয়াম \longrightarrow লাল

সিজিয়াম \longrightarrow নীল

রাসায়নিক বিক্রিয়া (Chemical reactions)

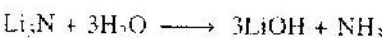
পানির সাথে বিক্রিয়া : সবগুলো Gr IA(1) ধাতু পানির সাথে বিক্রিয়া করে ধাতুর হাইড্রক্সাইড এবং হাইড্রোজেন উৎপন্ন করে। গুপের নিচের দিক বরাবর বিক্রিয়ার তেজ ক্রমশ বাড়তে থাকে। লিথিয়াম ধীরে বিক্রিয়া করে, অন্যগুলো পানির সংস্পর্শে আগুন ধরায়।



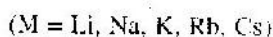
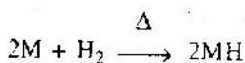
অক্সিজেনের সাথে বিক্রিয়া : সবগুলো Gr IA(1) ধাতু অক্সিজেনের সাথে দ্রুত বিক্রিয়া করে। অতিরিক্ত অক্সিজেনের সাথে বিক্রিয়া করে লিথিয়াম থেকে স্বাভাবিক অক্সাইড, সোডিয়াম থেকে পেরঅক্সাইড এবং পটাশিয়াম, রুবিডিয়াম ও সিজিয়াম থেকে সুপারঅক্সাইড পাওয়া যায়।



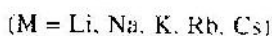
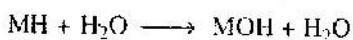
নাইট্রোজেনের সাথে বিক্রিয়া : Gr IA(1) ধাতুগুলোর মধ্যে কেবল লিথিয়াম নাইট্রোজেনের সাথে বিক্রিয়া করে একটি নাইট্রাইড গঠন করে। এটি একটি হায়নিক সৌণ বা পানির সাথে বিক্রিয়া করে NH_3 সৃষ্টি করে।



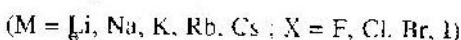
হাইড্রোজেনের সাথে বিক্রিয়া : সবগুলো GrIA(1) মৌল হাইড্রোজেনের সাথে উত্তপ্ত করলে আয়নিক হাইড্রাইড গঠন করে।



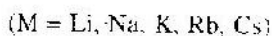
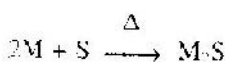
আয়নিক হাইড্রাইডগুলো পানির সাথে বিক্রিয়া করে ধাতব হাইড্রক্সাইড এবং হাইড্রোজেন উৎপন্ন করে।



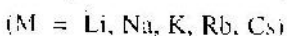
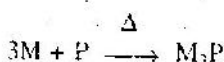
হ্যালোজেনের সাথে বিক্রিয়া : সবগুলো GrIA(1) মৌল হ্যালোজেন মৌলগুলোর সাথে বিক্রিয়া করে ধাতব হ্যালাইড উৎপন্ন করে।



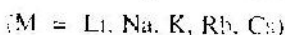
সালফারের সাথে বিক্রিয়া : সবগুলো GrIA(1) মৌল সালফারের সাথে বিক্রিয়া করে ধাতব সালফাইড উৎপন্ন করে।



ফসফরাসের সাথে বিক্রিয়া : সবগুলো GrIA(1) মৌল ফসফরাসের সাথে বিক্রিয়া করে ধাতব ফসফাইড উৎপন্ন করে।



এসিডের সাথে বিক্রিয়া : সবগুলো ক্ষার ধাতু লঘু এসিড দ্রবণের সাথে অতি প্রচণ্ডভাবে বিক্রিয়া করে লবণ এবং হাইড্রোজেন উৎপন্ন করে।



তরল অ্যামোনিয়াম স্ফার ধাতুর দ্রবণ (Solutions of alkali metals in liquid ammonia)

স্ফার ধাতুগুলোর একটি অসাধারণ বৈশিষ্ট্য হলো তরল অ্যামোনিয়াতে এদের সহজে দ্রবীভূত হওয়া। - 33°C তাপমাত্রায় Li, Na এবং K এর দ্রাব্যতা যথাক্রমে 10.9, 24.8 এবং 46.9 g/100g NH₃ এবং - 50°C তাপমাত্রায় Cs এর দ্রাব্যতা 334 g/100g NH₃। তাপমাত্রার পরিবর্তনের সাথে দ্রাব্যতার কোনো উল্লেখযোগ্য পরিবর্তন লক্ষ্য করা যায় না। দ্রবণ থেকে অ্যামোনিয়াকে বাষ্পীভূত করে স্ফার ধাতুগুলোকে অবিকৃত অবস্থায় ফিরে পাওয়া যায়।

তরল অ্যামোনিয়াতে ধাতুগুলোর পাতলা দ্রবণের রং গাঢ় নীল হয় কিন্তু ঘন দ্রবণ ব্রোঞ্জ বর্ণবিশিষ্ট হয়। নীল দ্রবণের বৈশিষ্ট্যগুলো নিম্নরূপ:

১। দ্রবণের রং বা স্ফার ধাতুর উন্যই এক রকম হয়,

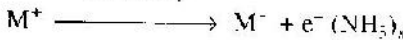
২। দ্রবণের ঘনত্ব বা বিশুদ্ধ তরল অ্যামোনিয়ার ঘনত্বের অনুরূপ হয়,

৩। দ্রবণের বিদ্যুৎ পরিবহন ক্ষমতা বা তরল অ্যামোনিয়াম দ্রবীভূত আয়নিক লবণের বিদ্যুৎ পরিবহন ক্ষমতার সাথে তুলনীয় এবং

৪। দ্রবণের প্যারাмаগনেটিক প্রকৃতি, যা দ্রবণে মুক্ত ইলেকট্রনের উপস্থিতি প্রমাণ করে।

এ বৈশিষ্ট্যগুলো ব্যাখ্যা করার জন্য মনে করা হয় যে, পাতলা দ্রবণে স্ফার ধাতুগুলো তাদের একমাত্র যোজনী ইলেকট্রনটি ছেড়ে দিয়ে M⁺ আয়নে পরিণত হয়।

তরল NH₃:



বলে বলা হতে পারে যে, অয়ন এবং অ্যামোনিয়ায়ুক্ত ইলেকট্রনের উপস্থিতির জন্য এটি বিদ্যুৎ পরিবাহী হয়। অনেকগুলো জোড়হীন ইলেকট্রনের উপস্থিতির কারণে দ্রবণ প্যারা ম্যাগনেটিক প্রকৃতিবিশিষ্ট হয়। পাতলা দ্রবণের চৌম্বক সংবেদনশীলতা (magnetic susceptibility) পরিমাপ করে দেখা যায় যে, দ্রবণে এক মোল স্ফার ধাতু থেকে এক মোল, অর্থাৎ প্রতি পরমাণু থেকে একটি করে মুক্ত ইলেকট্রন পাওয়া যায়। দ্রবণের আয়তন দ্রবক এবং দ্রবীভূত ধাতুর আয়তনের যোগফল থেকে বেশি হয়। এ থেকে ধারণা করা হয় যে, দ্রবণে মুক্ত ইলেকট্রনগুলো 3 - 4 Å ব্যাসার্ধের গর্তে অবস্থান করে, প্রতিটি ইলেকট্রন 2 - 3 টি অ্যামোনিয়া অণুকে সরিয়ে দেয়। গর্তে অবস্থিত ইলেকট্রনটি তার চারপাশে অবস্থিত অ্যামোনিয়া অণুগুলোর সাথে শিথিলভাবে যুক্ত থাকে। পাতলা দ্রবণের গাঢ় নীল রং এর কারণ হলো এর শোষণ বর্ণালিতে একটি শোষণ চূড়া (absorption peak) থাকে যার শীর্ষ বিন্দু আনুমানিকভাবে 15,000 Å তরঙ্গদৈর্ঘ্যে দেখা যায়। মুক্ত ইলেকট্রনগুলো ফোটন শোষণ করে নিম্ন শক্তিস্তর থেকে উচ্চ শক্তিস্তরে উত্তীর্ণ হয় বলেই শোষণ বর্ণালিতে চূড়া পাওয়া যায়। সব স্ফার ধাতুর দ্রবণের জন্যই বর্ণালির দৃশ্যমান অংশ একই হয়, যা থেকে ধারণা করা যায় যে দ্রবণের রং একটি সাধারণ কণার উপস্থিতির জন্য হয়ে থাকে — এটিই অ্যামোনিয়ায়ুক্ত ইলেকট্রন।

ব্রোঞ্জ বর্ণবিশিষ্ট ঘন দ্রবণের বৈশিষ্ট্যগুলো নিম্নরূপ:

১। দ্রবণের ব্রোঞ্জ বর্ণ এবং ধাতব দ্যুতি,

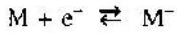
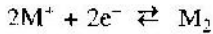
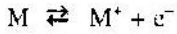
২। ঘনত্বের অতি নিম্নমান,

০ বিদ্যুৎ পরিবহন ক্ষমতার উচ্চ মান যা বিশুদ্ধ ধাতুর বিদ্যুৎ পরিবহন ক্ষমতার হ্রাস করুকহি এবং

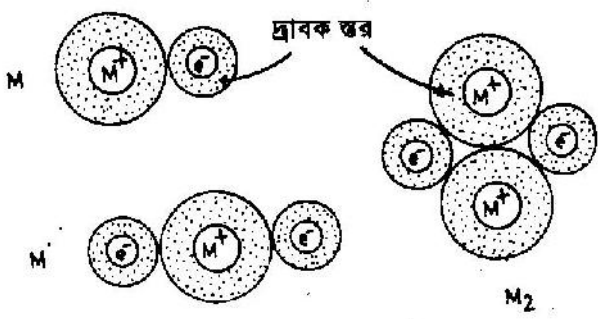
১। চৌম্বক সংবেদনশীলতা যা বিশুদ্ধ ধাতুর জন্য উচ্চ মানের অনুরূপ।

এন দ্রবণের এ বিশিষ্ট্যগুলো ব্যাখ্যা করার জন্য মনে করা হয় যে, ব্রোঞ্জ বর্ণের দ্রবণ প্রকৃতপক্ষে একটি 'লুকৃত ধাতু' (diluted metal) বা 'অ্যালয়' (alloy) যেখানে ইলেকট্রনগুলো ধাতুতে অবস্থিত ইলেকট্রনের মতোই আচরণ করে, কিন্তু ধাতু পরমাণুগুলোকে তাদের মাঝখানে অ্যামোনিয়া অণু বেখে পরস্পর থেকে দূরে সরিয়ে দেয়া হয়েছে।

দ্রবণে ধাতুর পরিমাণ যতোই বাড়তে থাকে এর প্যারাম্যাগনেটিক ধর্ম ততোই কমতে থাকে এবং সম্পূর্ণ ব্রোঞ্জবর্ণ দ্রবণের চৌম্বক সংবেদনশীলতার মান ধাতুর চৌম্বক সংবেদনশীলতার সমান হয়। দ্রবণে ধাতুর গাঢ়তা (concentration) পরিবর্তনের সাথে এর বিদ্যুৎ পরিবহন ক্ষমতা অনিয়মিতভাবে পরিবর্তিত হয় কিন্তু সংপূক্ত দ্রবণের বিদ্যুৎ পরিবাহিতা ধাতুর বিদ্যুৎপরিবাহিতার প্রায় সমান হয়। গাঢ়ত্বের সাথে বিদ্যুৎ পরিবাহিতা এবং চৌম্বক সংবেদনশীলতার পরিবর্তন ব্যাখ্যা করার জন্য দ্রবণে পাঁচ প্রকার কণা (M , M_2 , M^+ , M^- এবং $e^-(NH_3)_6$) উপস্থিত থাকে বলে ধারণা করা হয়। নিচে দেখানো তিনটি রাসায়নিক সাম্য (chemical equilibria) অনুসারে এ কণাগুলো গঠিত হয় :



লবু দ্রবণে কেবল প্রথম রাসায়নিক সাম্যটি গুরুত্বপূর্ণ, কিন্তু গাঢ় দ্রবণে সবগুলো রাসায়নিক সাম্য বিবেচনা করা প্রয়োজন। তবল অ্যামোনিয়া দ্রবণে ইলেকট্রনটি কয়েকটি অ্যামোনিয়া অণুর সাথে স্থিতিভাবে যুক্ত থাকে এবং এটি একটি ঋণাত্মক আয়নের মতো আচরণ করে। ধনাত্মক ধাতু আয়নের সাথে এটি একটি আয়ন-যুগল গঠন করে (চিত্র ২.২) M কণাটি প্রকৃতপক্ষে একটি



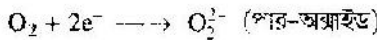
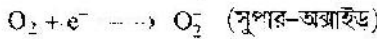
চিত্র ২.২ : ধনাত্মক আয়নের সাথে ইলেকট্রনের আয়ন-যুগল গঠন।

দ্রাবকযুক্ত M^+ আয়ন এবং একটি দ্রাবকযুক্ত ইলেকট্রনের যুগল যা ইলেকট্রন স্ট্যাটিক বলের কারণে এক সাথে থাকে। M^- এবং M_2 কণাগুলো হলো যথাক্রমে একটি এবং দুটি দ্রাবকযুক্ত M^+ আয়ন এবং দুটি দ্রাবকযুক্ত ইলেকট্রনের সমষ্টি। শেষোক্ত দুই প্রকার কণাতে দুটি ইলেকট্রনের মধ্যে

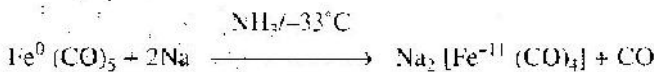
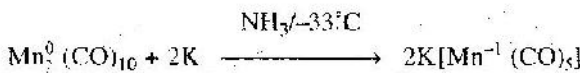
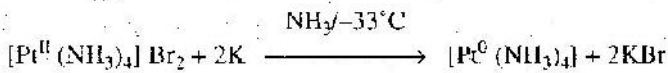
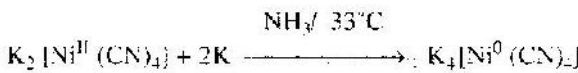
পারস্পরিক ক্রিয়া খুবই শক্তিশালী এবং দুটি ইলেকট্রনের স্পিন পরস্পর বিপরীত দিকে থেকে স্পিন-যুগল গঠন করে। ফলে M^- এবং M_2^- কণাগুলো ডায়াম্যাগনেটিক প্রকৃতিবিশিষ্ট হয়। দ্রবণের গাঢ়ত্ব বৃদ্ধির সাথে M^- এবং M_2^- কণাগুলোর গাঢ়ত্বও বাড়তে থাকে, ফলে দ্রবণের প্যারাম্যাগনেটিক ধর্ম কমে যায়।

সবকল ধাতু-অ্যামোনিয়া দ্রবণ ক্ষণস্থায়ী (metastable) এবং অনেক সময় রেখে দিলে এটি ধাতু অ্যামাইড (MNH_2) এবং হাইড্রোজেন গ্যাসে বিয়োজিত হয়। সুবিধাজনক কিছু প্রভাবক (যেমন I_2 , Fe_2O_3 ইত্যাদি) এ বিয়োজনকে ত্বরান্বিত করে। কিন্তু নিম্ন তাপমাত্রায় একটি পরিষ্কার-কাচপাত্রে এ তরণকে কয়েক সপ্তাহ পর্যন্ত অবিয়োজিত রাখা যায়।

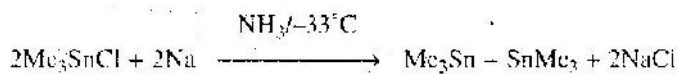
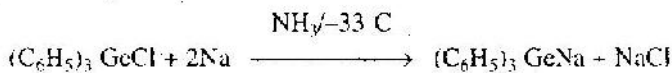
ক্ষার ধাতুর অ্যামোনিয়া দ্রবণগুলো শক্তিশালী বিজারক। দ্রবণে উপস্থিত মুক্ত ইলেকট্রনগুলো বিজারণ বিক্রিয়ায় অংশগ্রহণ করে। অনেকগুলো বিজারণ বিক্রিয়ায় কোনো রাসায়নিক বন্ধন ভাঙে না। উদাহরণ :



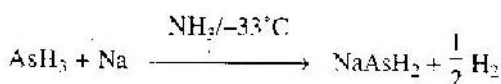
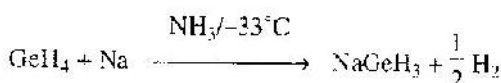
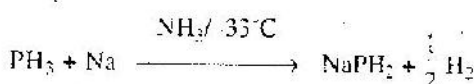
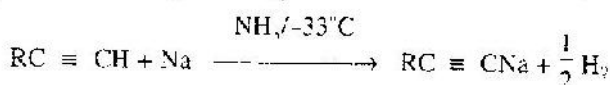
ক্ষার ধাতুর অ্যামোনিয়া দ্রবণ ব্যবহার করে অবস্থান্তর ধাতুর জটিলগুলোকে অতি নিম্ন জারণ অবস্থায় বিজারিত করা যায়। এরূপ বিজারণ রাসায়নিক বন্ধন ভেঙে এবং n^+ ভেঙে n^0 অবস্থায় আসতে পারে। উদাহরণ :



জৈব ধাতব হ্যালাইডগুলোর সাথে ক্ষার ধাতুর অ্যামোনিয়া দ্রবণের বিজারণ বিক্রিয়া করে অনেকগুলো জৈব-ধাতব যৌগ প্রস্তুত করা যায়। উদাহরণ :



ক্ষার ধাতুর অ্যামোনিয়া দ্রবণগুলো অতি দুর্বল এসিডের সাথেও বিক্রিয়া করে। উদাহরণ :

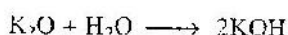
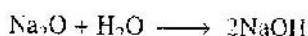
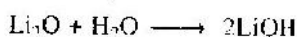


ক্ষার ধাতুর যৌগসমূহ (Compounds of alkali metals)

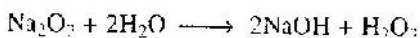
অক্সাইড, পারঅক্সাইড এবং সুপারঅক্সাইডসমূহ (Oxides, peroxides and superoxides)

ক্ষার ধাতুগুলো অক্সিজেনের সাথে বিক্রিয়া করে বিভিন্ন ধরনের অক্সাইড যৌগ গঠন করে, যৌগগুলোর প্রকৃতি মূলত ধাতুটির উপর নির্ভর করে। লিথিয়াম প্রধানত মনোঅক্সাইড Li_2O গঠন করে এবং খুব অল্প পরিমাণ পারঅক্সাইড Li_2O_2 গঠিত হয়; সোডিয়াম পারঅক্সাইড Na_2O_2 গঠন করে এবং অল্প পরিমাণ Na_2O গঠিত হয়; অন্য ধাতুগুলো সুপারঅক্সাইড MO_2 গঠন করে। তবে সবগুলো ধাতুর তরল অ্যামোনিয়া দ্রবণে সঠিক পরিমাণ অক্সিজেন চালনা করে তাদের স্বাভাবিক অক্সাইড, পারঅক্সাইড এবং সুপারঅক্সাইড প্রস্তুত করা যায়।

স্বাভাবিক অক্সাইডগুলোতে M^+ এবং O^{2-} আয়ন উপস্থিত থাকে। উদাহরণ : $(\text{Li}^+)_2\text{O}^{2-}$ । Li_2O এবং Na_2O সাদা কঠিন পদার্থ, K_2O একটি হালকা হলুদ বর্ণের কঠিন পদার্থ, Rb_2O এর রং উজ্জ্বল হলুদ এবং Cs_2O এর রং কমলা; এরা সবগুলো তীব্র ক্ষার এবং পানির সাথে বিক্রিয়া করে হাইড্রোক্সাইড গঠন করে।

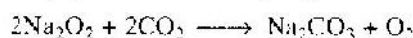
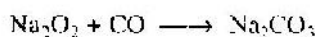
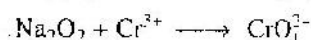
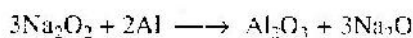


পারঅক্সাইডগুলোতে $[\text{O} - \text{O}]^{2-}$ আয়ন উপস্থিত থাকে এদের সংকেত M_2O_2 ; এরা তয়-তয়গোনেটিক প্রকৃতিবিশিষ্ট এবং শক্তিশালী জারক। পানি এবং এসিডের সাথে বিক্রিয়া করে এরা হাইড্রোজেন পারঅক্সাইড H_2O_2 গঠন করে।

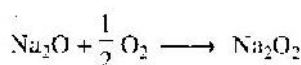
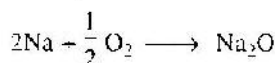


Na_2O_2 একটি হালকা হলুদ বর্ণের কঠিন পদার্থ। কঠ থেকে প্রস্তুত মণ্ড, কাগজ এবং তুলা ও লিনেন বস্ত্র বিরঞ্জন করার কাজে এটি ব্যাবহিতিকভাবে ব্যবহৃত হয়। এটি একটি শক্তিশালী

জরুরক পদার্থ। সাবমেরিন এবং যে কোনো আবদ্ধ স্থানের বায়ু পরিশোধনের জন্য এটি ব্যবহার করা হয়, কারণ এটি CO_2 শোষণ করে এবং অক্সিজেন উৎপন্ন করে। এ কাজের জন্য KO_2 অথবা বেশি উপযোগী Na_2O_2 এর কয়েকটি বিক্রিয়া নিচে উল্লেখ করা হয়েছে।

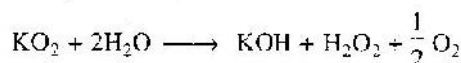


ব্যতিক্রমিকভাবে অতিরিক্ত অক্সিজেনের সাথে সোডিয়ামের দুই ঘাপ বিক্রিয়ার মাধ্যমে Na_2O_2 প্রস্তুত করা হয়।

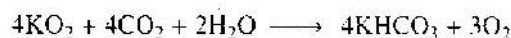
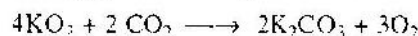


সুপারঅক্সাইডগুলোতে $[\text{O}_2]^-$ আয়ন উপস্থিত থাকে। এ আয়নটিতে একটি জোড়হীন ইলেকট্রন উপস্থিত থাকায় সুপারঅক্সাইডগুলো প্যারাম্যাগনেটিক প্রকৃতিবিশিষ্ট হয়। এদের সংকেত MO_2 এবং সবগুলো সুপারঅক্সাইড রঙিন কঠিন পদার্থ। LiO_2 এবং NaO_2 এর রং হলুদ, KO_2 এর রং কমলা, RbO_2 এর রং বাদামি এবং CsO_2 এর রং কমলা।

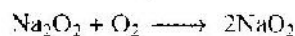
সুপারঅক্সাইডগুলো পারঅক্সাইড থেকেও বেশি শক্তিশালী জরুরক পদার্থ। এরা পানি এবং এসিড উভয়ের সাথে বিক্রিয়া করে H_2O_2 ও O_2 উৎপন্ন করে।



শ্বাসকাজে ব্যবহৃত মুখোশ, সাবমেরিন এবং আবদ্ধ স্থানের বতাস বিশোধনের জন্য KO_2 ব্যবহৃত হয়, কারণ এটি CO_2 দূর করে এবং O_2 উৎপন্ন করে।



সাধারণ চাপে অক্সিজেনের সাথে সোডিয়ামের বিক্রিয়া করে সোডিয়াম সুপারঅক্সাইড NaO_2 প্রস্তুত করা যায় না, কিন্তু উচ্চ তাপমাত্রা এবং উচ্চ চাপে সোডিয়াম এবং অক্সিজেনের বিক্রিয়া থেকে সোডিয়াম সুপারঅক্সাইড NaO_2 প্রস্তুত করা যায়।

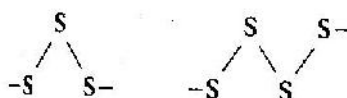


K, Rb এবং Cs সাধারণ অবস্থাতেই অক্সিজেনের সাথে বিক্রিয়া করে সুপারঅক্সাইড উৎপন্ন করে।



সালফাইডসমূহ (Sulphides)

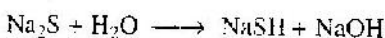
ক্ষার ধাতুগুলো সালফারের সাথে বিক্রিয়া করে সালফাইড (যেমন Na_2S) এবং পলিসালফাইড (যেমন Na_2S_n , $n = 2, 3, 4, 5$ বা 6) গঠন করে। পলিসালফাইড আয়নগুলো আঁকাবাকি সালফার শিকল দিয়ে গঠিত।



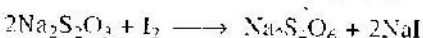
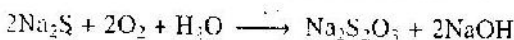
সোডিয়াম সালফেটকে কার্বনসহ উত্তপ্ত করে অথবা NaOH দ্রবণে H_2S চালনা করেও সোডিয়াম সালফাইড প্রস্তুত করা যায়।



ক্ষার ধাতুর সালফাইডগুলো পানিতে আংশিকভাবে হার্ড বিশ্লেষিত হয়ে ক্ষার দ্রবণ দৃষ্টি করে।

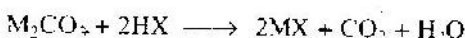


চর্মশিল্পে সামড়া থেকে লোম দূর করার জন্য এবং বিভিন্ন জৈব রং প্রস্তুত করার জন্য Na_2S ব্যবহার করা হয়। বায়ু দ্বারা জরিত হয়ে Na_2S সহজেই সোডিয়াম থায়োসালফেটে পরিণত হয়। ফটোগ্রাফিতে সিলভার হ্যালাইড দবীভূত করার জন্য এবং আয়োডিন টাইটেশন করার জন্য ল্যাবরেটরিতে একটি বিকারক হিসেবে সোডিয়াম থায়োসালফেট ব্যবহৃত হয়।



হ্যালাইডসমূহ (Halides)

যে কোনো ক্ষার ধাতুর হাইড্রক্সাইড (MOH) বা কার্বোনেট (M_2CO_3)-কে উপযুক্ত হ্যালাজেন এসিড (HX) এর সাথে বিক্রিয়া করে ক্ষার ধাতুর হ্যালাইড বৌগ পাওয়া যায়।



ক্ষার ধাতুর হ্যালাইড বৌগগুলো বর্ণহীন, উচ্চ গলনাঙ্কবিশিষ্ট, স্ফটিকাকার কঠিন পদার্থ। ক্রিকে মাগুয়া সাগর এবং হুদগুনোতে প্রচুর পরিমাণে NaCl এবং KCl এর মজুদ পাওয়া যায়। যে

কোনো ক্ষার ধাতুর হ্যালাইড যৌগের গলনাংক এবং স্ফুটনাংক $F > Cl > Br > I$ অনুক্রমে হ্রাস পায়।

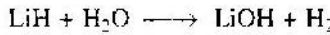
$LiCl$, $LiBr$ এবং LiI আর্দ্র কেলস গঠন করে যার সংকেত $LiX \cdot 3H_2O$, কিন্তু অন্য ক্ষার ধাতুর হ্যালাইডগুলো অনর্দ্র কেলস গঠন করে। ক্ষার ধাতুর হ্যালাইডগুলো হ্যালোজেন এবং আন্তঃহ্যালোজেন যৌগগুলোর সাথে বিক্রিয়া করে আয়নিক পলিহ্যালাইড যৌগ গঠন করে:



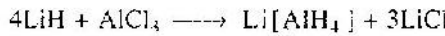
হাইড্রাইডসমূহ (Hydrides)

Gr-IA(1) ধাতুগুলো হাইড্রোজেনের সাথে সরাসরি বিক্রিয়া করে আয়নিক হাইড্রাইড যৌগ M^+H^- গঠন করে।

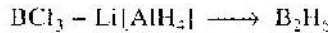
হাইড্রাইড যৌগগুলো পানির সাথে বিক্রিয়া করে হাইড্রোজেন উৎপন্ন করে। সাময়িক প্রয়োজনে হাইড্রোজেন প্রস্তুত করার জন্য LiH ব্যবহার করা হয়।



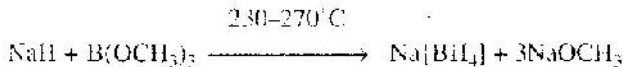
শুষ্ক ইথারে অ্যালুমিনিয়াম ক্লোরাইডের সাথে লিথিয়াম হাইড্রাইড বিক্রিয়া করে লিথিয়াম অ্যালুমিনিয়াম হাইড্রাইড $Li[AlH_4]$ উৎপন্ন করে:



এটি একটি অতি শক্তিশালী বিজারক পদার্থ। যেহেতু $Li[AlH_4]$ পানির সাথে বিক্রিয়া করে নেজন্য বিজারক হিসেবে ব্যবহারের জন্য সর্বদা এর শুষ্ক জৈব দ্রবকে (প্রায়শ ইথারে) প্রস্তুত দ্রবণ ব্যবহার করা হয়।



ট্রাইমিথাইল বোরেরটির সাথে সোডিয়াম হাইড্রাইড উত্তপ্ত করে আর একটি জটিল হাইড্রাইড যৌগ প্রস্তুত করা যায়

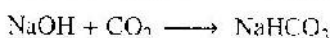


$Na[BH_4]$ একটি অতি প্রয়োজনীয় বিজারক পদার্থ এবং এটি শীতল পানির সাথে বিক্রিয়া করে না। এজন্য এর জলীয় দ্রবণ বিজারক হিসেবে ব্যবহার করা যায়।

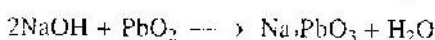
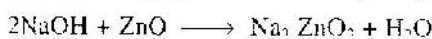
হাইড্রক্সাইডসমূহ (Hydroxides)

ক্ষার ধাতুর হাইড্রক্সাইডগুলো পানিগ্রাহী, সাদা, স্ফটিকাকার পদার্থ। এরা বাতাস থেকে CO_2 শোষণ করে। এরা পানি এবং অ্যালকোহলে অত্যন্ত দ্রবণীয়। এদের জলীয় দ্রবণ পানিতে সবচেয়ে শক্তিশালী ক্ষার হিসেবে কাজ করে। এরা এসিডের সাথে বিক্রিয়া করে লবণ উৎপন্ন করে,

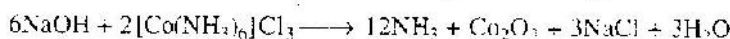
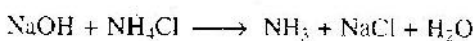
অ্যালকোহলের সাথে বিক্রিয়া করে অ্যালকোলাইড উৎপন্ন করে এবং কার্বন ডাইঅক্সাইডের সাথে বিক্রিয়া করে কার্বোনেট উৎপন্ন করে।



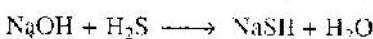
ক্ষার ধাতুর হাইড্রক্সাইডগুলো উভধর্মী প্রকৃতিবিশিষ্ট অক্সাইডগুলোর সাথে বিক্রিয়া করে লবণ উৎপন্ন করে। উদাহরণ :



ক্ষার ধাতুর হাইড্রক্সাইডগুলো অ্যামোনিয়াম লবণ এবং ধাতুর অ্যামোনিয়া জটিল থেকে অ্যামোনিয়া গ্যাস উৎপন্ন করে।



NaOH এর সাথে H_2S এর বিক্রিয়াম Na_2S এবং NaSH উৎপন্ন হয়। পেট্রোলিয়াম যৌগ থেকে মারকপটিনসমূহ দূর করার জন্য NaOH ব্যবহার করা হয়।

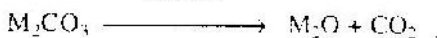


NaCl এবং HCl এর জলীয় দ্রবণের তড়িৎবিশ্লেষণ করে বাণিজ্যিকভাবে NaOH এবং KOH প্রস্তুত করা হয়।

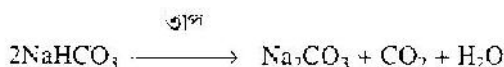
অক্সো-এসিডের লবণসমূহ : কার্বোনেট, বাইকার্বোনেট, নাইট্রেট এবং নাইট্রাইট লবণ (Salts of oxo-acids : Carbonates, bicarbonates, nitrates and nitrites)

Gr IA(1) ধাতুগুলো তাদের সুস্থিত অক্সো-লবণ গঠন করে। কার্বোনেট লবণগুলো খুবই সুস্থিত। 1000°C অপেক্ষা বেশি তাপমাত্রায় এরা বিয়োজিত হয়ে অক্সাইড এবং CO_2 উৎপন্ন করে, কিন্তু বিয়োজন তাপমাত্রায় পৌঁছানোর আগেই এরা বিগলিত হয়। Li_2CO_3 তুলনামূলকভাবে কম সুস্থিত এবং এটি সহজে বিয়োজিত হয়।

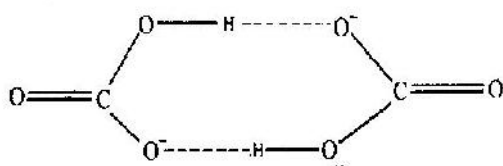
উচ্চ তাপ



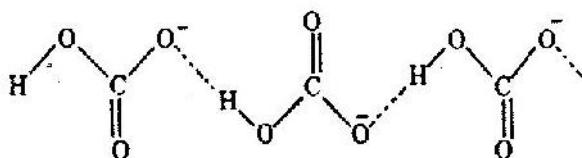
Gr IA(1) ধাতুগুলো কঠিন বাইকার্বোনেট লবণ গঠন করে : যদিও কঠিন অবস্থায় NH_4HCO_3 পাওয়া যায়, অন্য কোনো গ্রুপের ধাতুর বাইকার্বোনেট লবণকে কঠিন অবস্থায় পাওয়া যায় না। উত্তপ্ত করলে বাইকার্বোনেট লবণগুলো থেকে কার্বোনেট লবণ এবং কার্বন ডাইঅক্সাইড পাওয়া যায়।



NaHCO_3 এবং KHCO_3 উভয়ের কেলাসে হাইড্রোজেন বন্ধন উপস্থিত থাকে, কিন্তু এরা ভিন্ন ধরনের। KHCO_3 -এ একটি ডাইমার অ্যানায়ন গঠিত হয় কিন্তু NaHCO_3 -এ একটি দীর্ঘ শিকল অ্যানায়ন পাওয়া যায় (চিত্র ২.৩)।



ক

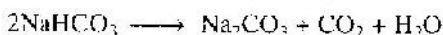
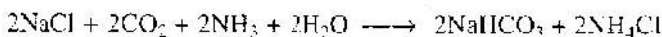


খ

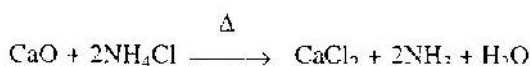
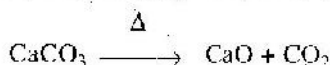
চিত্র ২.৩ : (ক) KHCO_3 -এ HCO_3^- এর ডাইমার; (খ) NaHCO_3 -এ HCO_3^- এর শিকল।

কঠিন অবস্থায় লিথিয়ামের বাইকার্বোনেট লবণ পাওয়া যায় না, যদিও দ্রবণে LiHCO_3 গঠিত হয়। সবগুলো কার্বোনেট এবং বাইকার্বোনেট লবণ পানিতে দ্রবণীয়। পানিতে NaHCO_3 এর নিম্ন দ্রাব্যতার কারণ এর অ্যানায়নটির দীর্ঘ শিকল গঠনের জন্য হতে পারে।

সর্বোত্তম পদ্ধতিতে (অ্যামোনিয়া-সোডা পদ্ধতি) সোডিয়াম কার্বোনেট বাণিজ্যিকভাবে উৎপন্ন করা হয়। এ পদ্ধতিতে সোডিয়াম ক্লোরাইড গাঢ় জলীয় দ্রবণকে CO_2 এবং NH_3 গ্যাস দ্বারা সংস্কৃত করা হয়, ফলে NaHCO_3 এর অধঃক্ষেপ পাওয়া যায়। এ অধঃক্ষেপকে শুষ্ক করে উত্তপ্ত করলে Na_2CO_3 এবং কিছু CO_2 পাওয়া যায়।



এ পদ্ধতির প্রয়োজনীয় কাঁচামালগুলো হলো চুনাপাথর, অ্যামোনিয়া গ্যাস এবং সাধারণ লবণ। চুনাপাথরকে উত্তপ্ত করে CO_2 এবং CaO পাওয়া যায়। বিক্রিয়ায় উপজাত হিসেবে প্রাপ্ত NH_4Cl -কে CaO -সহ উত্তপ্ত করে NH_3 ফিরে পাওয়া যায় যা পুনরায় ব্যবহার করা হয়।



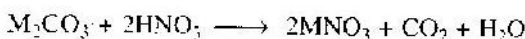
অতএব সমগ্র প্রক্রিয়াটি হলে



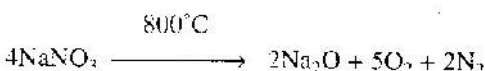
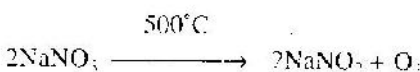
এবং প্রক্রিয়াটিও প্রাপ্ত একমাত্র উপকৃত পদার্থ হলো CaCl_2 । কপড় কাচার সোডা হিসেবে এবং কঠিন পানি কেমল করার কাজে প্রচুর পরিমাণ সোডিয়াম কার্বোনেট ব্যবহৃত হয়। NaHCO_3 বেকিং পাউডার হিসেবে ব্যবহৃত হয়।

লিথিয়াম কার্বোনেট পানিতে অতি অল্প পরিমাণে দ্রবীভূত হয় এবং লিথিয়ামের কোনো অক্সিডোকার্বোনেট লবণ কঠিন অবস্থায় পৃথক করা যায় না। Na_2CO_3 এর মতো সমস্ত পদ্ধতিতে K_2CO_3 উৎপন্ন করা যায় না, কারণ KHCO_3 অতিমাত্রায় দ্রবণীয় হওয়ায় এটি জলীয় দ্রবণ থেকে অধঃক্ষিপ্ত হয় না। KOH এর সাথে CO_2 এর বিক্রিয়া করে K_2CO_3 প্রস্তুত করা হয়।

যে কোনো ক্ষার ধাতুর কার্বোনেট বা হাইড্রক্সাইড যৌগের সাথে লঘু HNO_3 এর বিক্রিয়া করে নাইট্রেট লবণ প্রস্তুত করা যায়

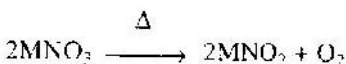


নাইট্রেট লবণগুলো পানিতে অত্যন্ত দ্রবণীয়। চিলিতে প্রচুর পরিমাণ NaNO_3 খনিতে পাওয়া যায়। নাইট্রোজেন সার হিসেবে এটি বড়ল পরিমাণে ব্যবহৃত হয়। সকল ধাতুর নাইট্রেট লবণের মধ্যে Gr (Al) ধাতুর নাইট্রেট লবণগুলো বেশি স্থিতিশীল। এদের গলনাঙ্ক মথেষ্ট কম। উচ্চতাপমাত্রায় উত্তপ্ত করলে এরা বিয়োজিত হয়ে প্রথমে নাইট্রাইট লবণ গঠন করে এবং পরে আরো বিয়োজিত হয়ে সর্বশেষ অক্সাইডে পরিণত হয়।

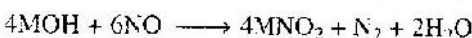
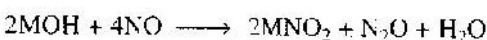


উচ্চ তাপমাত্রায় জারণ বিক্রিয়া ঘটানোর জন্য দ্রাবক হিসেবে তাপ বিগলিত নাইট্রেট লবণ ব্যবহার করা যায়। LiNO_3 এবং KNO_3 এর একটি 1 : 1 মিশ্রণ 125°C তাপমাত্রায় বিগলিত হয়।

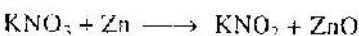
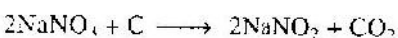
ধাতু নাইট্রেট যৌগগুলোর অপবিয়োজন করে নাইট্রাইট লবণ প্রস্তুত করা যায়।



নাইট্রিক অক্সাইডের সাথে বিক্রিয়া করে নাইট্রাইট লবণ উৎপন্ন করে



নাইট্রেট লবণগুলোকে রাসায়নিক বিজারণ করেও নাইট্রাইট লবণ প্রস্তুত করা যায়।



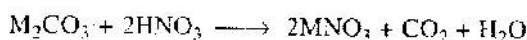
অতএব সমগ্র প্রক্রিয়াটি হলো



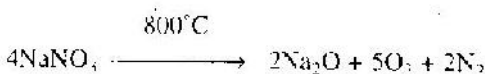
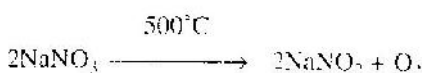
এবং প্রক্রিয়াটিতে প্রাপ্ত একমাত্র উপজাত পদার্থ হলো CaCl_2 । কামড় কাচার সোডা হিসেবে এবং কঠিন পানি কোমল করার কাজে প্রচুর পরিমাণ সোডিয়াম কার্বোনেট ব্যবহৃত হয়। NaHCO_3 বেকিং পাউডার হিসেবে ব্যবহৃত হয়।

লিথিয়াম কার্বোনেট পানিতে অতি জল্প পরিমাণে দ্রবীভূত হয় এবং লিথিয়ামের কোনো বাহ্যিক কার্বোনেট লবণ কঠিন অবস্থায় পৃথক করা যায় না। Na_2CO_3 এর মতো সলভ পদ্ধতিতে K_2CO_3 উৎপন্ন করা যায় না, কারণ KHCO_3 অতিমাত্রায় দ্রবণীয় হওয়ায় এটি জলীয় দ্রবণ থেকে অধঃক্ষিপ্ত হয় না। KOH এর সাথে CO_2 এর বিক্রিয়া করে K_2CO_3 প্রস্তুত করা হয়।

যে কোনো ধাতুর কার্বোনেট বা হাইড্রক্সাইড যৌগের সাথে লঘু HNO_3 এর বিক্রিয়া করে নাইট্রেট লবণ প্রস্তুত করা যায়।

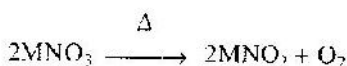


নাইট্রেট লবণগুলো পানিতে অত্যন্ত দ্রবণীয়। চিলিতে প্রচুর পরিমাণ NaNO_3 খনিতে পাওয়া যায়। নাইট্রোজেন সার হিসেবে এটি বড়ল পরিমাণে ব্যবহৃত হয়। সকল ধাতুর নাইট্রেট লবণের মধ্যে Gr 1A(1) ধাতুর নাইট্রেট লবণগুলো বেশি সুস্থিত। এদের গলনাংক যথেষ্ট কম। উচ্চতাপমাত্রায় উত্তপ্ত করলে এরা বিয়োজিত হয়ে প্রথমে নাইট্রাইট লবণ গঠন করে এবং পরে আরো বিয়োজিত হয়ে ধাতব অক্সাইডে পরিণত হয়।

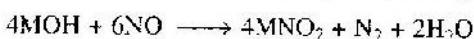
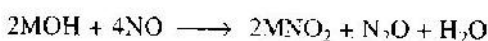


উচ্চ তাপমাত্রায় জারণ বিক্রিয়া ঘটানোর জন্য দ্রাবক হিসেবে তাপ বিগলিত নাইট্রেট লবণ ব্যবহার করা যায়। LiNO_3 এবং KNO_3 এর একটি 1 : 1 মিশ্রণ 125°C তাপমাত্রায় বিগলিত হয়।

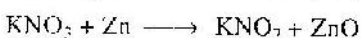
ধাতু নাইট্রেট যৌগগুলোর তাপবিয়োজন করে নাইট্রাইট লবণ প্রস্তুত করা যায়।



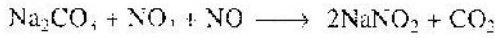
হাইড্রক্সাইডগুলোও নাইট্রিক অক্সাইডের সাথে বিক্রিয়া করে নাইট্রাইট লবণ উৎপন্ন করে।



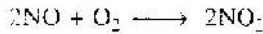
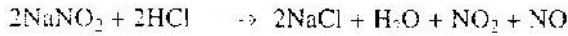
নাইট্রেট লবণগুলোকে রাসায়নিক বিজারণ করেও নাইট্রাইট লবণ প্রস্তুত করা যায়



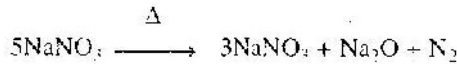
সোডিয়াম কৰ্বেনটের সল্লীয় দ্রবণে নাইট্রোজেনের অক্সাইড চালনা করে বাণিজ্যিকভাবে NaNO_2 উৎপন্ন করা হয়।



নাইট্রাইট যৌগগুলো লঘু এসিডের সাথে বিক্রিয়া করে বালমী বর্ণের NO_2 এর ধোয়া সৃষ্টি করে। এ বিক্রিয়া দ্বারা ল্যাবরেটরিতে নাইট্রাইট লবণ সনাক্ত করা হয়।



নাইট্রাইটগুলো সাদা, কলাসী লবণ এর পানিতে অত্যধিক দ্রবণীয়। বাতাসের অনুপস্থিতিতে উদ্ভগ্ন করলে এরা অসমঞ্জস্যকরণ বিক্রিয়া করে নাইট্রেট লবণ এবং নাইট্রোজেন গ্যাস উৎপন্ন করে।



অ্যাক্সো রঞ্জক এবং বিভিন্ন জৈব-নাইট্রোজেন যৌগ প্রস্তুত করার জন্য নাইট্রাইট লবণগুলো বাণিজ্যিকভাবে ব্যবহৃত হয়।

দ্রাব্যতা এবং দ্রাবক সংযোজন (Solubility and Solvation)

Gr IA(1) ধাতুর সবগুলো সরল লবণ পানিতে দ্রবীভূত হয়ে আয়ন গঠন করে এবং এ কারণে এদের জলীয় দ্রবণ বিদ্যুতের সুপরিবাহী হয়। যেহেতু Li^+ আয়নের আকার এ গ্রুপের অন্য সকলগুলোর আকারের চেয়ে ছোট, সেজন্য মনে হতে পারে যে, লিথিয়াম লবণগুলো একই ঘনমাত্রার Na , K , Rb এবং Cs লবণগুলোর তুলনায় উওম বিদ্যুৎ পরিবাহী হবে। ক্ষুদ্র আয়ন বৃহৎ আয়নের তুলনায় দ্রুত গতিতে ক্যাথোডের দিকে অগ্রসর হতে পারে বলে এটি বৃহৎ আয়ন অপেক্ষা দক্ষ পরিবাহী হয়। কিন্তু Gr IA(1) ধাতুগুলোর লবণের দ্রবণের বিদ্যুৎ পরিবহণ ক্ষমতা তুলনা করে দেখা যায় এদের বিদ্যুৎ পরিবহণ ক্ষমতা আয়নগুলোর আকার বৃদ্ধির সাথে বাড়েও থাকে। অর্থাৎ পরিবহণ ক্ষমতা $\text{Cs}^+ > \text{Rb}^+ > \text{K}^+ > \text{Na}^+ > \text{Li}^+$ অনুক্রমে হ্রাস পায়। এরূপ আপাত: উল্টা অনুক্রমের কারণ হলো জলীয় দ্রবণে ধাতব আয়নগুলোর সাথে দ্রাবক অণুর সংযোজন। Li^+ আয়নের আকার খুব ছোট এবং এর পৃষ্ঠতলে চার্জ ঘনত্ব খুব বেশি। ফলে জলীয় দ্রবণে এ আয়নের দিকে অনেকগুলো পানির অণু যুক্ত হয়ে একটি বৃহৎ আকারের $[\text{Li}(\text{H}_2\text{O})_4]^+$ আয়ন গঠন করে। ধাতব আয়নের আকার যত বাড়েও থাকে তত পৃষ্ঠতলে চার্জ ঘনত্ব তত কমতে থাকে। চার্জ ঘনত্ব কমলে কম সংখ্যক পানির অণু ধাতব আয়নের সাথে যুক্ত হয়। এ কারণে দ্রাবকযুক্ত $[\text{M}(\text{H}_2\text{O})_n]^+$ আয়নগুলোর আকার $\text{Li}^+ > \text{Na}^+ > \text{K}^+ > \text{Rb}^+ > \text{Cs}^+$ অনুক্রমে হ্রাস পায়। জলীয় দ্রবণে প্রকৃতপক্ষে দ্রাবকসিক্ত আয়নগুলো বিদ্যুৎ পরিবহন করে, খালি M^+ আয়ন নয়। যেহেতু $[\text{Li}(\text{H}_2\text{O})_4]^+$ এর আকার সবচেয়ে বড় এবং $[\text{Cs}(\text{H}_2\text{O})_9]^+$ এর আকার সবচেয়ে ছোট (সজন্য বিদ্যুৎ পরিবহন ক্ষমতা $\text{Cs}^+ > \text{Rb}^+ > \text{K}^+ > \text{Na}^+ > \text{Li}^+$ অনুক্রমে হ্রাস পায়। উল্লেখ করা প্রয়োজন যে, দ্রাবকসিক্ত ধাতব আয়নে দ্রাবক অণুগুলো একাধিক স্তরে ধাতব আয়নের সাথে যুক্ত হয়; এরূপ দ্রাবক স্তরের সংখ্যা Li^+ এর ক্ষেত্রে সবচেয়ে বেশি এবং Cs^+ এর ক্ষেত্রে সবচেয়ে কম। এজন্য Li^+ এর সাথে যুক্ত পানির অণুর সংখ্যা সবচেয়ে বেশি

হয় এবং $[\text{Li}(\text{H}_2\text{O})_x]^+$ আয়নটির আকার সবচেয়ে বড় হয়; Cs^+ আয়নের সাথে যুক্ত পানির-
অণুর সংখ্যা সবচেয়ে কম হয় এবং $[\text{Cs}(\text{H}_2\text{O})_x]^+$ আয়নটির আকার সবচেয়ে ছোট হয়। ২.৮ নং
সারণিতে দ্রাবকযুক্ত $[\text{M}(\text{H}_2\text{O})_x]^+$ আয়নগুলোর আয়নিক ব্যাসার্ধ তুলনা করা হয়েছে।

সারণি ২.৮ : $[\text{M}(\text{H}_2\text{O})_x]^+$ আয়নগুলোর আয়নিক ব্যাসার্ধ।

আয়ন	আয়নিক ব্যাসার্ধ (Å)	x এর আনুমানিক মান
$[\text{Li}(\text{H}_2\text{O})_x]^+$	3.40	25
$[\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_x]^+$	2.76	17
$[\text{K}(\text{H}_2\text{O})_x]^+$	2.32	11
$[\text{Rb}(\text{H}_2\text{O})_x]^+$	2.28	10
$[\text{Cs}(\text{H}_2\text{O})_x]^+$	2.28	10

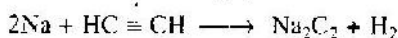
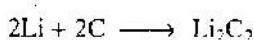
Gr IA(1) ধাতুগুলোর অধিকাংশ সরল লবণের দ্রাব্যতা গ্রুপের নিচের দিক বরাবর কমতে থাকে।
কোনো লবণ দ্রবীভূত হওয়ার জন্য আয়নগুলোর হাইড্রেশন শক্তি অবশ্যই ল্যাটিস শক্তি থেকে
বেশি হতে হবে। গ্রুপের নিচের দিক বরাবর লবণগুলোর ল্যাটিস শক্তির মান খুব বেশি পরিবর্তিত
হয় না, কিন্তু M^+ আয়নগুলোর হাইড্রেশন শক্তির মান যথেষ্ট পরিমাণে কমেও থাকে। একজন্য
গ্রুপের নিচের দিকে লবণগুলোর দ্রাব্যতায় কমতে থাকে। ২.৯ নং সারণিতে GrIA(1) হ্যালাইড
লবণগুলোর হাইড্রেশন শক্তি এবং ল্যাটিস শক্তি তুলনা করা হয়েছে।

সারণি ২.৯ : GrIA(1) ধাতু আয়নগুলোর হাইড্রেশন শক্তি এবং হ্যালাইড লবণগুলোর
ল্যাটিস শক্তি (kJ mol^{-1})

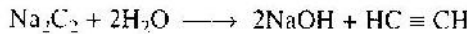
	হাইড্রেশন শক্তি	ল্যাটিস শক্তি			
		MF	MCl	MBr	MI
Li^+	- 506	- 1035	- 845	- 800	- 740
Na^+	- 406	- 908	- 770	- 736	- 690
K^+	- 330	- 803	- 703	- 674	- 636
Rb^+	- 310	- 770	- 674	- 653	- 515
Cs^+	- 276	- 720	- 644	- 623	- 590

GrIA(1) ধাতুগুলোর সাথে কার্বনের যৌগ (Compounds of GrIA(1) metals with
carbon)

লিথিয়াম ধাতুকে কার্বনসহ উত্তপ্ত করলে একটি আয়নিক কার্বাইড Li_2C_2 উৎপন্ন হয়। অন্য
কোনো Gr IA(1) ধাতু কার্বনের সাথে সরাসরি বিক্রিয়া করে না, কিন্তু অ্যাসিটিলিনের সাথে
উত্তপ্ত করলে অথবা তরল অ্যামোনিয়াম দ্রবীভূত ধাতুর মধ্যে অ্যাসিটিলিন চালনা করলে অনুরূপ
কার্বাইড যৌগ উৎপন্ন হয়।



কার্বাইড যৌগগুলোতে $[C \equiv C]^{2-}$ আয়ন উপস্থিত থাকে। পানির সাথে বিক্রিয়া করে এরা অ্যাসিটিলিন উৎপন্ন করে। এজন্য এদেরকে অ্যাসিটাইলাইড বলা হয়।

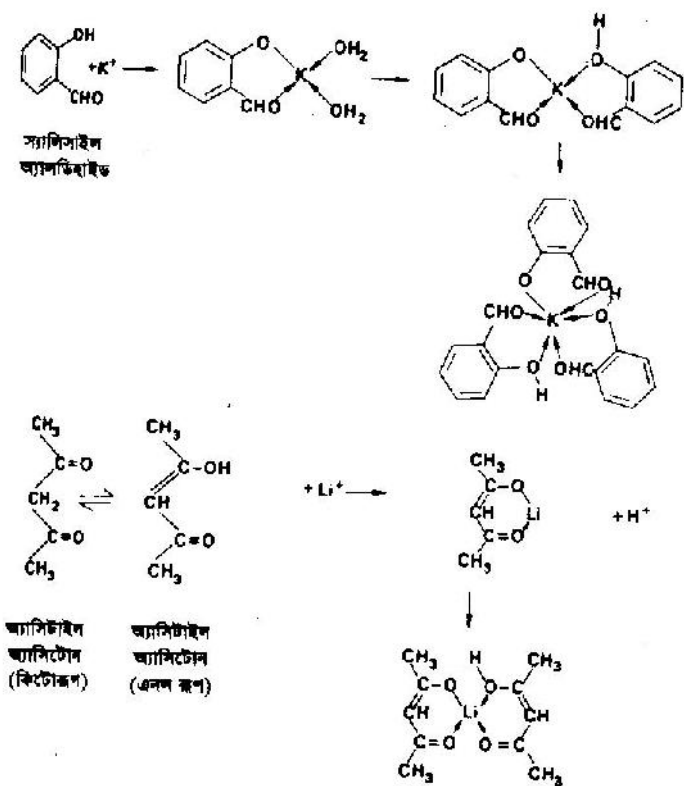


উচ্চ তাপমাত্রায় K, Rb এবং Cs গ্রাফাইটের সাথে বিক্রিয়া করে রঙিন ইটারাসিট্রিয়াল কার্বাইড গঠন করে। এদের কোনো সুনির্দিষ্ট সংযুক্তি নেই। গ্রাফাইট স্তরগুলোর মধ্যে বিভিন্ন সংখ্যক কার্বন পরমাণু তুকে গিয়ে এরূপ সংখ্যা অনুপাতহীন যৌগ গঠিত হয়। উদাহরণস্বরূপ, পটাশিয়াম গ্রাফাইটের সাথে নিম্নলিখিত সংযুক্তির যৌগ সৃষ্টি করে।

- $C_{60}K$ — ধূসর বর্ণ
- $C_{30}K$ — নীল বর্ণ
- C_8K — ব্রোঞ্জ বর্ণ

জটিল যৌগ, ক্রাউন এবং ক্রিপটসমূহ (Complex compounds, crowns and crypts)

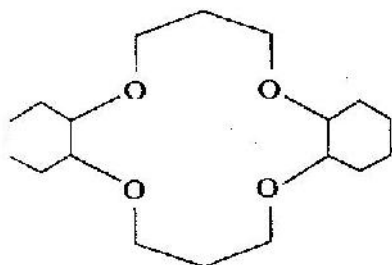
Gr IA(I) ধাতুগুলোর জটিল যৌগ গঠনের প্রবণতা খুব কম। জটিল যৌগ গঠনের জন্য ধাতব আয়নের ক্ষুদ্র আকার, বৃহৎ চার্জ এবং ফাঁকা নিম্ন শক্তির অরবিটাল সহায়ক ভূমিকা পালন করে। ক্ষার ধাতু আয়নগুলোর আকার বড় এবং চার্জ ছোট। ফলে এরা সহজে জটিল যৌগ গঠন করে না।



চিত্র ২৪ : ক্ষার ধাতুর স্যালিসাইল অ্যালডিহাইড এবং অ্যাসিটিল অ্যাসিটোন জটিল।

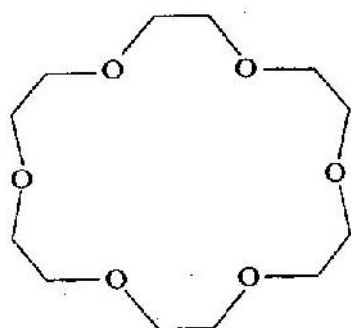
কিন্তু কিছু জৈব কিলেট সৃষ্টিকারী গ্রুপ ক্ষারধাতু আয়নের সাথে জটিল যৌগ গঠন করে। এদের মধ্যে একাধিক দাতা পরমাণু উপস্থিত থাকে, এরা ধাতুর সাথে একাধিক বন্ধন গঠন করে একটি বন্ধন গঠন করে। উদাহরণ : স্যালিসাইল অ্যালডিহাইড, অ্যাসিটাইল অ্যাসিটোন, মিথাইল স্যালিসাইলেট, অর্থো-নাইট্রোফেনল ইত্যাদি। এ নিগ্যান্ডগুলোর সাথে জটিল গঠন করে ক্ষার ধাতুর সমিবেশ সংখ্যা সাধারণত ৪ বা ৬ হয়। ২.৪ নং চিত্রে স্যালিসাইল অ্যালডিহাইড এবং অ্যাসিটাইল অ্যাসিটোনের সাথে ক্ষার ধাতুর জটিল গঠন দেখানো হয়েছে।

ক্ষার ধাতুর আয়নের সাথে জটিল গঠনের জন্য দুই ধরনের শক্তিশালী নিগ্যান্ড হলো ক্রাউন ইথার এবং ক্রিপটেট গঠনিক কাঠামো I থেকে V পর্যন্ত পাঁচটি গুরুত্বপূর্ণ ক্রাউন ইথার নিচে দেখানো হয়েছে।



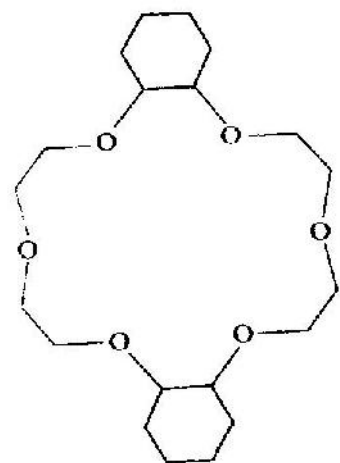
ডাইসাইক্লোহেক্সাইল-14-ক্রাউন-4

(I)



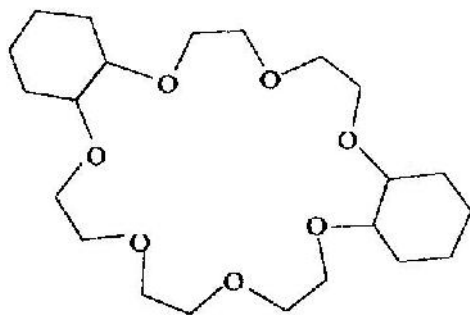
18-ক্রাউন-6

(II)



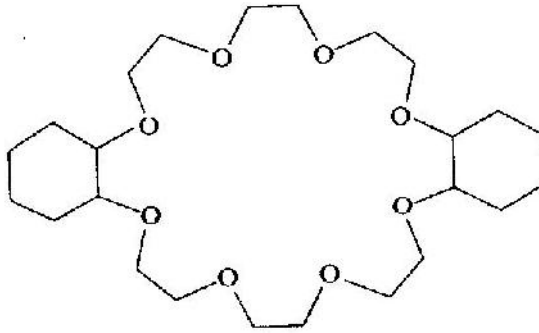
ডাইসাইক্লোহেক্সাইল-18-ক্রাউন-6

(III)



ডাইসাইক্লোহেক্সাইল-21-ক্রাউন-7

(IV)



ডাইসাইক্লোহেক্সাইল-24-ক্রাউন-৪

(V)

একপ ক্রাউন ইথারগুলোতে অক্সিজেন পরমাণুর সংখ্যা এবং বলয় সৃষ্টিতে ব্যবহৃত মোট পরমাণুর সংখ্যা উভয়ই ইথার যৌগটির নামের মধ্যে উল্লেখ করা হয়। উদাহরণস্বরূপ, 18-ক্রাউন-6 একটি প্রতিসম চক্রাকার পলিইথার অণু যার মধ্যে ছয়টি অক্সিজেন পরমাণু এবং বলয় গঠনের জন্য মোট আঠারোটি পরমাণু থাকে (গাঠনিক কাঠামো II)। গাঠনিক কাঠামো III-এ দেখানো ক্রাউন ইথারটির নাম ডাইসাইক্লোহেক্সাইল 18-ক্রাউন-6।

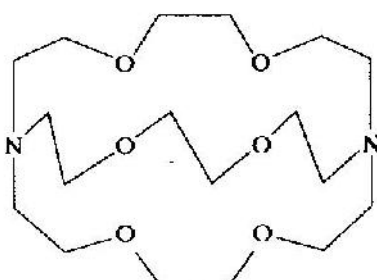
ক্রাউন ইথারের গর্তে ক্ষার ধাতুর ক্যাটায়ন উপস্থিত থেকে তর সরাদিকে অবস্থিত অক্সিজেন পরমাণুগুলোর সাথে বন্ধন সৃষ্টি করে। এ বন্ধন প্রধানত ইলেকট্রোস্ট্যাটিক আকর্ষণ বল, এবং অক্সিজেন দাতা পরমাণুগুলোর সাথে ধাতু আয়নটির সর্বল বন্ধন সৃষ্টির জন্য ধাতু আয়নটির আকার এমন হওয়া উচিত যাতে এটি ইথার অণুর অক্সিজেন পরমাণুগুলোর দ্বারা সৃষ্ট গর্তটিকে সঠিকভাবে পূর্ণ করতে পারে। 18-ক্রাউন-6 এর ক্ষেত্রে ক্ষার ধাতুর ক্যাটায়নের সাথে সৃষ্ট বন্ধন শক্তি $Li^+ < Na^+ < Cs^+ < Rb^+ < K^+$ অনুক্রমে বৃদ্ধি পায় অন্য কথায়, সবচেয়ে শক্তিশালী বন্ধন K^+ আয়নের জন্য ঘটে, কারণ এ আয়নটির আকার 18-ক্রাউন-6 এর গর্তের আকারের সাথে সবচেয়ে বেশি সামঞ্জস্যপূর্ণ। অন্যদিকে, ডাইসাইক্লোহেক্সাইল-24-ক্রাউন-7 Rb^+ আয়নের সাথে এবং ডাইসাইক্লোহেক্সাইল-24-ক্রাউন-8 Cs^+ আয়নের সাথে সবচেয়ে মজবুত বন্ধন সৃষ্টি করে। আবার ক্ষুদ্র Li^+ আয়ন ক্ষুদ্র ক্রাউন ইথার ডাইসাইক্লোহেক্সাইল-14-ক্রাউন-4 এর সাথে মজবুত বন্ধন গঠন করে। উল্লিখিত উদাহরণগুলোর প্রতিটির জন্য ক্যাটায়নের আকার এবং ক্রাউন ইথারের গর্তের আকারের অনুপাত 0.80-0.97 সীমার মধ্যে থাকে। যদি ক্যাটায়নের বাসার্ধ এবং ক্রাউন ইথারের ব্যাসার্ধের অনুপাত 1 থেকে বেশি হয় তাহলে জটিল গঠনের জন্য মজবুত বন্ধন পাওয়া সম্ভব হয় না, কারণ এ ক্ষেত্রে ক্রাউন ইথারের গর্তটি এতো ছোট হয় যে ধাতু আয়নটি এর মধ্যে সম্পূর্ণ প্রবেশ করার সুযোগ পায় না।

ক্রাউন ইথারগুলো ক্ষার ধাতু ক্যাটায়নের সাথে স্ফটিকাকার জটিল গঠন করে। অনেক সময় জৈব দ্রাবকে আয়নিক লবণ দ্রবীভূত করার জন্য দ্রাবকের সাথে ক্রাউন ইথার মিশানো হয়। জীবিত

প্রাণীর কোষ পর্দার মধ্য দিয়ে আয়ন পরিবহনের জন্য ক্রাউন ইথারগুলো উল্লেখযোগ্য ভূমিকা পালন করে। এর কোষ পর্দার ভিতরে ও বাইরে Na^+ এবং K^+ আয়নের মধ্যে সাম্য সৃষ্টির কাজে সহায়তা করে।

ক্রাউন ইথারের গর্তের সাথে ধাতু আয়নের আকার উপযুক্ত পরিমাপের হওয়া ছাড়াও আরো কিছু নিয়মকত্র ক্রাউন ইথার জটিলের সুস্থিতিতে প্রভাবিত করে। প্রথমত ক্রাউন ইথারে অক্সিজেন পরমাণুর সংখ্যা যত বেশি হয় ধাতু আয়নের সাথে ক্রাউন ইথারের আয়ন-ডাইপোল আকর্ষণ বল ততো বেশি হয়। অক্সিজেন পরমাণুগুলো এক সমতলে অবস্থিত হলে ধাতু আয়নের সাথে অক্সিজেন পরমাণুগুলোর আকর্ষণ বল বেশি হয়। আবার শক্তিশালী লিগ্যান্ড হিসেবে কাজ করার জন্য ক্রাউন ইথারে কোনো ইলেকট্রন আকর্ষণকারী গ্রুপ উপস্থিত থাকা অনুচিত। কারণ এরূপ গ্রুপ উপস্থিত থাকলে অক্সিজেন পরমাণুগুলোর ক্ষার ধর্ম হ্রাস পায়, ফলে ধাতুর সাথে আকর্ষণ বল দুর্বল হয়ে পড়ে।

ক্রিপটেটগুলো ক্ষার ধাতু আয়নের সাথে ক্রাউন ইথার অপেক্ষাও মজবুত বন্ধন গঠন করে। ক্রাউন ইথার থেকে এদের দুই ধরনের পাথক্য থাকে : (১) এদের বলয়ে অক্সিজেন পরমাণু ছাড়াও নাইট্রোজেন পরমাণু উপস্থিত থাকে। (২) ক্রিপটেটগুলো বহুচক্রিক (polycyclic) অণু, ফলে এরা ধাতু আয়নকে ক্রাউন ইথার অপেক্ষা অনেক দৃঢ়ভাবে ঘিরে ধরতে পারে। একটি প্রতিনিধিত্বকারী ক্রিপটেট অণুর উদাহরণ হলো $\text{N}[\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_2]_3\text{N}$ (গাঠনিক কাঠামো VI)।



2, 2, 2 - ক্রিপট

(VI)

এর নাম 2, 2, 2 - ক্রিপট যাকে সংক্ষিপ্তভাবে C_{222} দ্বারা নির্দেশ করা হয়। ক্রিপডিয়ামের সাথে গঠিত এর একটি জটিল হলো $[\text{Rb}(\text{Crypt})] \text{CNS} \cdot \text{H}_2\text{O}$; এ জটিলে ক্রিপট অণুর ছয়টি অক্সিজেন পরমাণু এবং দুটি নাইট্রোজেন পরমাণু ক্রিপডিয়ামের সাথে বন্ধন সৃষ্টি করে, ফলে Rb^+ আয়নের সম্মিলিত সংখ্যা আট হয়। লিগ্যান্ড অণু ধাতব আয়নটিকে সম্পূর্ণ ঢেকে রাখে, এজন্য এর নাম ক্রিপট। জটিলটির বাইরের দিকে কেবল হাইড্রোকার্বনকে দেখা যায়, ফলে এটি জৈব দ্রবকে দ্রবীভূত হয়। দ্রাবকে নিষ্কাশনের জন্য, ধাতুর অস্বাভাবিক জারণ অবস্থাকে সুস্থিত করার জন্য এবং কিছু অস্বাভাবিক রাসায়নিক বিক্রিয়া ঘটানোর জন্য এরূপ জটিল যৌগ ব্যবহার করা হয়।

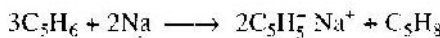
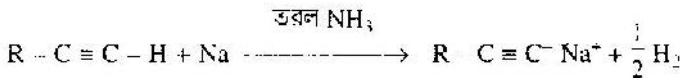
ক্ষার ধাতু অ্যানায়ন (Alkali metal anions)

2, 2, 2-ক্রিপট এর উপস্থিতিতে ইথাইল অ্যামিনে সোডিয়াম ধাতুর দ্রবণকে শীতল করলে একটি অম্লভাবিক যৌগ $[\text{Na}(2.2.2\text{-Crypt})]^+ \text{Na}^-$ পাওয়া যায়। এটি একটি কেন্দ্রমী পদার্থ যা কেবল -10°C এর নিম্ন তাপমাত্রায় সুস্থিত। যৌগটির সবচেয়ে দ্বৈত্বহলোকেপিক বৈশিষ্ট্য হলো এর মধ্যে সোডাইড অ্যানয়ন, Na^- উপস্থিত থাকে। একই পদ্ধতি অনুসরণ করে পটাশ'ইড অ্যানয়ন, K^- সংবলিত $[\text{K}(2.2.2\text{-crypt})]^+ \text{K}^-$ জটিলটি প্রস্তুত করা যায়। এটি সোডাইড জটিল অপেক্ষা কম সুস্থিত। অ্যালকালাইড জটিলগুলো হলুদ বাদামী বর্ণের কঠিন পদার্থ এবং ডায়াম্যাগনেটিক প্রকৃতিবিশিষ্ট। এরা তাপীয়ভাবে সুস্থিত নয় এবং বাতাস ও পানির সংস্পর্শে হ্রাসিত দ্রুত বিয়োজিত হয়।

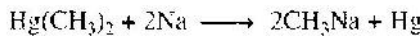
একটি নজর কাজা ঘটনা হলো অ্যালক'ইড যৌগগুলোর অনুরূপ এক শ্রেণীর ইলেকট্রাইড যৌগ (electrides) সৃষ্টি করা যায়। এগুলো কাল রং এর প্যারাম্যাগনেটিক কঠিন পদার্থ যাদের সাধারণ সংকেত $[\text{M}(\text{Crypt})]^+ e^-$, এদের গঠন অ্যালকালাইড যৌগগুলোর গঠনের অনুরূপ। ইলেকট্রাইডগুলোতে $[\text{M}(\text{crypt})]^+$ অ্যানয়নগুলো দ্বারা সৃষ্ট গর্তে ক্ষার ধাতু অ্যানায়নের পরিবর্তে ইলেকট্রন উপস্থিত থাকে। উদাহরণস্বরূপ, ইলেকট্রাইড যৌগ $[\text{Cs}(\text{crypt})]^+ e^-$ এর ক্ষেত্রে $[\text{Cs}(\text{crypt})]^+$ অ্যানয়নগুলো দ্বারা সৃষ্ট 2.4 \AA ব্যাসের গর্তগুলোতে ইলেকট্রন উপস্থিত থাকে।

জৈবধাতব যৌগসমূহ (Organometallic compounds)

যে সব জৈব যৌগে হাইড্রোজেন পরমাণুর কিছুটা এসিড ধর্ম থাকে (উদাহরণ : অ্যালক'ইন, সাইক্লোপেন্টাডাইইন ইত্যাদি) তারা সবগুলো ক্ষার ধাতুর সাথে সরাসরি বিক্রিয়া করে লবণ উৎপন্ন করে :



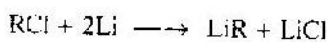
মারকারি ডাইঅ্যালকাইল এবং সোডিয়াম অথবা পটাশিয়ামের বিক্রিয়া থেকে সোডিয়াম বা পটাশিয়ামের বর্ণহীন অ্যালকাইল যৌগ প্রস্তুত করা যায়।



এরা আয়নিক প্রকৃতিবিশিষ্ট এবং অধিকাংশ জৈব দ্রবকে অদ্রবণীয়। বাতাসের সংস্পর্শে এগুলোতে আগুন ধরে যায়। অধিকাংশ যৌগের সাথে এর প্রবল তেজে বিক্রিয়া করে বেনজাইল এবং ট্রাইফিনাইল মিথাইলের অনুরূপ যৌগগুলো $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2^- \text{Na}^+$ এবং $(\text{C}_6\text{H}_5)_3\text{C}^- \text{Na}^+$ তুলনামূলকভাবে অধিক সুস্থিত। এ যৌগগুলোতে ঋণাত্মক চার্জটি অ্যারোমেটিক বলয়ের উপর সর্বত্র ছড়িয়ে পড়ে বলে এরা অধিক সুস্থিতি অর্জন করে।

লিথিয়াম অ্যালকাইল এবং অ্যারাইল যৌগগুলো অন্য ক্ষার ধাতুর অনুরূপ যৌগগুলোর তুলনায় অধিক সুস্থিত। এরা সমযোজী প্রকৃতিবিশিষ্ট হওয়ায় হাইড্রোকার্বন এবং অন্যান্য অপোলার জৈব দ্রবকে দ্রবীভূত হয়। এ যৌগগুলো সরাসরি লিথিয়াম ধাতু এবং অ্যালকাইল অথবা অ্যারাইল স্যুলাইডের বিক্রিয়া করে প্রস্তুত করা হয়। বিক্রিয়ার মাধ্যম হিসেবে হাল্কা পেট্রোলিয়াম, সাইক্লোহেক্সেন, বেনজিন, ইথার ইত্যাদি যে কোনো একটি দ্রবক ব্যবহার করা হয় যেহেতু জৈব

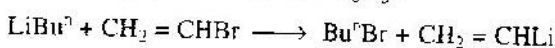
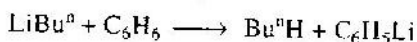
লিথিয়াম যৌগগুলো বাতাস এবং পানির সংস্পর্শে বিয়োজিত হয় সেজন্য একটি নিষ্ক্রিয় আবহাওয়ায় শুষ্ক দ্রাবক মাধ্যমে বিক্রিয়া করতে হয়।



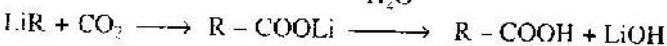
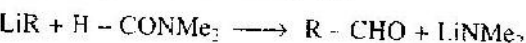
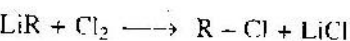
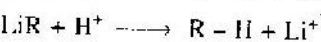
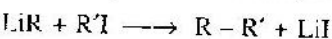
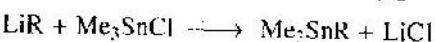
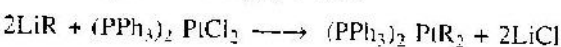
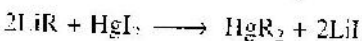
(R = অ্যালকাইল অথবা অ্যারাইল)

দ্রবণ এবং কঠিন উভয় অবস্থায় লিথিয়াম অ্যালকাইল যৌগগুলো পলিমার হিসেবে অবস্থান করে। কঠিন অবস্থায় মিথাইল লিথিয়াম, ইথাইল লিথিয়াম এবং বিউটাইল লিথিয়াম প্রতিটিই টেট্রিমার গঠন করে থাকে।

জৈব এবং জৈব ধাতব যৌগসমূহ সংশ্লেষণের জন্য জৈবলিথিয়াম যৌগগুলো অত্যন্ত প্রয়োজনীয় বিকারক। গ্রিগনার্ড বিকারকগুলোর সাথে এদের রসায়নের যথেষ্ট মিল রয়েছে, তবে এরা গ্রিগনার্ড বিকারক অপেক্ষা বেশি সক্রিয়। বিউটাইললিথিয়াম যৌগটি কার্বিনিকভাবে পাওয়া যায় এবং এটি ব্যবহৃত করে অন্য অনেকগুলো জৈবলিথিয়াম যৌগ প্রস্তুত করা যায়। উদাহরণ :



বিভিন্ন প্রকার জৈব এবং জৈবধাতব যৌগ সংশ্লেষণে জৈবলিথিয়াম যৌগগুলোর ব্যবহার নিচে কয়েকটি বিক্রিয়ার মাধ্যমে দেখানো হয়েছে।



লিথিয়াম এবং অন্য Gr IA(1) মৌলগুলোর মধ্যে পার্থক্য (Differences between lithium and other Gr IA(1) elements)

লিথিয়ামের সাথে GrIA(1) এর অবশিষ্ট মৌলগুলোর পার্থক্য খুবই প্রকট। একই গ্রুপের অবশিষ্ট মৌলগুলোর সাথে কেবল জারণ সংখ্যার মিল ছাড়া লিথিয়ামের যৌগগুলো এর নিজ গ্রুপের যৌগগুলোর তুলনায় GrIIA(2) এর প্রথম মৌল ম্যাগনেসিয়ামের যৌগগুলোর সাথে বেশি মিল দেখায়। নিজ গ্রুপের অবশিষ্ট মৌলগুলোর সাথে লিথিয়ামের কিছু পার্থক্য নিচে উল্লেখ করা হলো :

১। অবশিষ্ট $\text{GrIA}(1)$ মৌলগুলো গ্রুপের লিথিয়ামের গলনাংক এবং স্ফুটনাংক অনেক বেশি উচ্চ।

২। অবশিষ্ট $\text{GrIA}(1)$ মৌলগুলোর তুলনায় লিথিয়াম অনেক বেশি শক্ত।

৩। লিথিয়াম অক্সিজেনের সাথে সবচেয়ে ধীর গতিতে বিক্রিয়া করে এবং একটি ধাতবিক অক্সাইড Li_2O সৃষ্টি করে। অন্য মৌলগুলো অক্সিজেনের সাথে দ্রুত বিক্রিয়া করে পারক্সাইড এবং সুপারক্সাইড গঠন করে।

৪। অন্য হাইড্রক্সাইডগুলোর তুলনায় LiOH অনেক কম ক্ষারীয় এবং সেজন্য এর অনেকগুলো লবণের সুস্থিতি খুব কম। উত্তপ্ত করলে Li_2CO_3 , LiNO_3 এবং LiOH যৌগগুলো খুব সহজে Li_2O উৎপন্ন করে, কিন্তু এ গ্রুপের অন্য মৌলগুলোর অনুরূপ যৌগগুলো যথেষ্ট সুস্থিত। আবার ক্রমীয় দ্রবণে LiHCO_3 গঠিত হলেও কঠিন অবস্থায় LiHCO_3 পাওয়া যায় না, কিন্তু এ গ্রুপের অন্য মৌলগুলোর বাইকার্বোনেট লবণ কঠিন অবস্থাতেও সুস্থিত।

৫। লিথিয়াম একটি নাইট্রাইড Li_3N গঠন করে। $\text{GrIA}(1)$ এর অন্য কোনো মৌল নাইট্রাইড গঠন করে না। কিন্তু $\text{GrII}(2)$ মৌলগুলো নাইট্রাইড গঠন করে।

৬। লিথিয়াম সরাসরি কার্বনের সাথে বিক্রিয়া করে একটি আয়নিক কার্বাইড Li_2C_2 গঠন করে। কিন্তু অন্য কোনো $\text{GrIA}(1)$ মৌল কার্বনের সাথে সরাসরি অনুরূপ বিক্রিয়া করে না। $\text{GrIIA}(2)$ মৌলগুলো লিথিয়ামের মতো বিক্রিয়া করে।

৭। গ্রুপের অন্য মৌলগুলোর তুলনায় লিথিয়ামের জটিল গঠনের প্রবণতা বেশি। কঠিন অবস্থাতে $[\text{Li}(\text{NH}_3)_4]^+$ যৌগ সুস্থিত।

৮। Li_2CO_3 , $\text{Li}_2(\text{PO}_4)$ এবং LiF যৌগগুলো পানিতে অদ্রবণীয় এবং LiOH খুব অল্প পরিমাণে দ্রবণীয়। গ্রুপের অন্য মৌলগুলোর অনুরূপ যৌগগুলো পানিতে দ্রবণীয়। কিন্তু ম্যাগনেসিয়ামের অনুরূপ যৌগগুলো হয় অদ্রবণীয় অথবা অতি অল্পমাত্রায় দ্রবণীয়।

৯। লিথিয়ামের হ্যালাইড এবং অ্যালকাইল যৌগগুলো জৈব দ্রাবকে দ্রবণীয়। এ গ্রুপের অন্য মৌলগুলোর হ্যালাইড ও অ্যালকাইল যৌগগুলো জৈব দ্রাবকে খুব কম দ্রবীভূত হয়।

১০। লিথিয়াম আয়ন এবং এর যৌগগুলো অন্য আয়ন এবং তাদের যৌগগুলোর তুলনায় বেশি পরিমাণে পানি বৃদ্ধি হয়।

লিথিয়ামের সাথে এ গ্রুপের অন্য মৌলগুলোর ধর্মের পার্থক্যের জন্য নিম্নলিখিত কারণগুলো উল্লেখ করা যায় :

১। লিথিয়াম পরমাণুর আকার গ্রুপের অন্য পরমাণুগুলোর আকার থেকে অনেক ছোট। ধাতব বন্ধন গঠনে সবগুলো ধাতু কেবল তাদের যোজনী স্তরের একটি ইলেকট্রন ব্যবহার করে। ইলেকট্রনের সংখ্যা সমান হলে পরমাণুর আকার মতো ছোট হয় ধাতব বন্ধন ততো মজবুত হয়। যেহেতু লিথিয়ামের আকার সবচেয়ে ছোট, সেজন্য এর ধাতব বন্ধন সবচেয়ে বেশি মজবুত এবং ফলে এটি সবচেয়ে বেশি শক্ত এবং এর গলনাংক ও স্ফুটনাংক বেশি উচ্চ।

২। Li^+ আয়নের আকার অতি ক্ষুদ্র, ফলে এর চার্জ/ব্যাসার্ধ অনুপাতের মান অনেক বেশি হয়। এ কারণে Li^+ আয়ন অ্যানায়নসমূহের ঋণাত্মক চার্জ নিজের দিকে বেশি করে টেনে আনে এবং সে কারণে লিথিয়াম যৌগগুলোর সময়োক্তী প্রকৃতি বেশি হয়। এক্ষণে সময়োক্তী বন্ধন গঠন করার প্রবণতা থেকে বলে লিথিয়াম এর নিজের গ্রুপের অন্য মৌলগুলোর ধর্ম থেকে পৃথক ধর্ম দেখায়, কিন্তু পরবর্তী গ্রুপ এবং পরবর্তী পর্যায়ের মৌল ম্যাগনেসিয়ামের ধর্মের সাথে অনেক

সাদৃশ্য দেখায় : লিথিয়াম ও ম্যাগনেসিয়ামের ধর্মের এরূপ সাদৃশ্যকে কর্ণ সম্পর্ক (diagonal relationship) বলা হয়।

৫। লিথিয়ামের যোজনী স্তরে মোট চারটি অরবিটাল (একটি s এবং তিনটি p) থাকে। ফলে এটি সর্বোচ্চ চারটি স্বাভাবিক ইলেকট্রন জোড় বন্ধন গঠন করতে পারে এবং যে কারণে Li^+ আয়নের সম্মিলন সংখ্যা সাধারণত চার হয়। কিন্তু এ গ্রুপের পরিবর্তী মৌলগুলোর যোজনী স্তরে s এবং p অরবিটাল ছাড়াও d অরবিটাল থাকে। একটি s, তিনটি p এবং দুটি d অরবিটাল ব্যবহার করে (অর্থাৎ ছয়টি অরবিটাল ব্যবহার করে) এ মৌলগুলো ছয়টি স্বাভাবিক ইলেকট্রন জোড় বন্ধন গঠন করতে পারে, এজন্য এদের সম্মিলন সংখ্যা ছয় হয়।

প্রশ্নমালা

১। ব্যাখ্যা কর কেন GrIA(1) মৌলগুলো

(ক) এক যোজনী প্রদর্শন করে,

(খ) আয়নিক যৌগ গঠন করে,

(গ) তীব্র বিস্তারক পদার্থ হয়,

(ঘ) সহজে ওক্সিড যৌগ গঠন করে না।

২। GrIA(1) মৌলগুলোর প্রথম আয়নিকরণ শক্তি তাদের নিজ পর্যায়ে অবস্থিত সকল মৌলের প্রথম আয়নিকরণ শক্তি অপেক্ষা কম হয়। কারণ কি?

৩। GrIA(1) মৌলগুলো নরম, নিম্ন গলনাংক এবং অল্প ঘনত্ববিশিষ্ট হয়। কারণ ব্যাখ্যা কর।

৪। ফ্রান্সিয়ামের ইলেকট্রন বিন্যাস দেখাও।

৫। GrIA(1) মৌলগুলোর রাসায়নিক সক্রিয়তা $Li < Na < K < Rb < Cs$ অনুক্রমে বর্ধিত হয় কেন?

৬। Li^+ আয়নের চার্জ/ব্যাসার্ধ অনুপাতের মান GrIA(1) এর অন্য আয়নগুলোর চার্জ/ব্যাসার্ধ অনুপাতের মান থেকে কিরূপ পার্থক্য দেখায়? এ ধরনের পার্থক্যের কিছু ফলাফল উল্লেখ কর।

৭। অক্সিজেনের সাথে GrIA(1) মৌলগুলোর সক্রিয়তা এবং উৎপন্ন যৌগগুলোর প্রকৃতি উল্লেখ কর।

৮। GrIA(1) মৌলগুলোর মধ্যে লিথিয়াম সবচেয়ে ছোট আয়ন সৃষ্টি করে। অতএব আশা করা যায় Li^+ আয়নের সচলতা এবং সে কারণে এর লবণের দ্রবণের বিদ্যুৎ পরিবাহিতা গ্রুপের অন্য মৌলগুলোর অনুরূপ লবণের দ্রবণের বিদ্যুৎ পরিবাহিতা থেকে বেশি হবে। কিন্তু বাস্তবে তা হয় না কেন?

৯। একই গ্রুপের অন্য মৌলগুলোর তুলনায় লিথিয়ামের সমযোজী বন্ধন গঠনের প্রবণতা বেশি হয় কেন?

১০। ক্ষার ধাতুগুলোর ধর্মে যথেষ্ট মিল থাকলেও এরা কোনো উৎসে একত্রে অবস্থান করে না কেন?

১১। ক্ষার ধাতুগুলোর প্রাকৃতিক উৎসগুলো উল্লেখ কর।

১২। GrIA(1) ধাতুগুলোকে অক্সিজেনে দহন করলে যে রাসায়নিক বিক্রিয়া ঘটে তাদের সমীকরণ লেখ। উৎপন্ন যৌগগুলোর সাথে পানির বিক্রিয়া বর্ণনা কর

১৩। GrIA(1) যৌগগুলোর পানিতে অত্যন্ত দ্রবণীয় হওয়ার কারণ কি?

১৪। সোডিয়ামের সাথে (ক) H_2O , (খ) H_2 , (গ) N_2 , (ঘ) Cl_2 এবং (ঙ) O_2 এর বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও।

১৫। ক্ষার ধাতুগুলোর কার্বোনেট, নাইট্রেট, বাইকার্বোনেট এবং হাইড্রক্সাইড যৌগগুলোকে উত্তপ্ত করলে যে রাসায়নিক পরিবর্তন ঘটে তা আলোচনা কর।

১৬। বিগলিত সোডিয়াম ক্লোরাইডের তড়িৎবিশ্লেষণ করে কিভাবে সোডিয়াম নিষ্কাশন করা হয় তা চিত্রসহ বর্ণনা কর।

১৭। পটাশিয়াম, রুবিডিয়াম এবং সিজিয়াম নিষ্কাশনের জন্য সোডিয়াম নিষ্কাশনের অনুরূপ তড়িৎবিশ্লেষণ পদ্ধতি ব্যবহার করা হয় না কেন? এ ধাতুগুলো কিভাবে নিষ্কাশন করা হয়?

১৮। লিথিয়ামের কতিপয় গুরুত্বপূর্ণ ব্যবহার উল্লেখ কর।

১৯। সোডিয়ামের কয়েকটি ব্যবহার উল্লেখ কর।

২০। যদিও Na, K, Rb এবং Cs সকল অনুপাতে মিশ্রিত হয়ে অ্যালয় গঠন করে, লিথিয়াম এ ধাতুগুলোর সাথে মিশ্রিত হয় না। এর কারণ কি?

২১। GrIA(1) ধাতুগুলোর প্রথম আয়নীকরণ শক্তির মান খুব কম কিন্তু দ্বিতীয় আয়নীকরণ শক্তির মান খুবই বেশি কারণ ব্যাখ্যা কর।

২২। নিচের যৌগগুলোকে তাদের আয়নিক প্রকৃতির উচ্চক্রমে সজ্ঞাও :



ইলেকট্রোনেগেটিভিটির মান দেওয়া আছে :

$$O \rightarrow 3.44, F \rightarrow 3.98, Br \rightarrow 2.96.$$

$$Li \rightarrow 0.98, K \rightarrow 0.82, Rb \rightarrow 0.82$$

২৩। নিচের সারণিতে GrIA(1) মৌলগুলোর গলনাংক এবং স্ফুটনাংকের মান দেওয়া আছে। মৌলগুলোর গলনাংক এবং স্ফুটনাংক পরিবর্তনের অনুক্রম ব্যাখ্যা কর

মৌল	গলনাংক ($^{\circ}C$)	স্ফুটনাংক ($^{\circ}C$)
লিথিয়াম	181	1347
সোডিয়াম	98	881
পটাশিয়াম	63	766
রুবিডিয়াম	39	688
সিজিয়াম	28.5	705

২৪। কারণ ব্যাখ্যা কর :

(ক) প্রকৃতিতে Gr IA(I) ধাতুগুলোকে মুক্ত অবস্থায় পাওয়া যায় না।

(খ) প্রকৃতিতে প্রাপ্ত সকল ধাতুর মধ্যে লিথিয়াম সবচেয়ে বেশি সক্রিয়।

(গ) বর্ণহীন শিখায় উদ্ভূত করলে Gr IA(I) ধাতুগুলো শিখায় বিভিন্ন বর্ণ সৃষ্টি করে।

২৫। তরল অ্যামোনিয়াম ক্ষার ধাতুগুলোর লবণের বৈশিষ্ট্যগুলো আলোচনা কর। যে প্রধান বিক্রিয়া করে এ লবণগুলো বিয়োজিত হয় তার সমীকরণ লেখ।

২৬। লিথিয়ামের সাথে ম্যাগনেসিয়ামের কর্ণ সম্পর্ক বর্ণনা কর।

২৭। পানির সাথে Gr IA(I) মৌলগুলোর রাসায়নিক সক্রিয়তার পার্থক্য কারণসহ ব্যাখ্যা কর।

২৮। লিথিয়াম হাইড্রাইড প্রস্তুতের একটি পদ্ধতি বর্ণনা কর। লিথিয়াম হাইড্রাইডের দুটি গুরুত্বপূর্ণ ধর্ম দেখানোর জন্য রাসায়নিক সমীকরণ লিখ। এ যৌগে Li^+ এবং H^- আয়ন দুটি সমহীলকত্রনীয়। কোন আয়নটির আকার বড় এবং কেন?

২৯। ক্ষার ধাতুর তরল অ্যামোনিয়া লবণের কতিপয় রাসায়নিক বিক্রিয়ার সমীকরণ লিখ।

৩০। LiF পানিতে অদ্রবণীয় হলেও LiCl পানিতে এমনকি অ্যাসিটোনেও দ্রবীভূত হয়। কারণ ব্যাখ্যা কর।

৩১। ক্ষার ধাতুগুলো অধিক সংখ্যক জটিল যৌগ গঠন করে কি? এ গ্রুপের কোন ধাতু আয়নটি জটিল যৌগের জন্য সবচেয়ে বেশি উপযোগী? জটিল গঠনের জন্য কোন লিগ্যান্ডগুলো সবচেয়ে বেশি উপযোগী?

৩২। অ্যাসিটাইল অ্যাসিটোন এবং স্যালিসাইল অ্যালডিহাইডের সাথে Li^+ , Na^+ এবং K^+ আয়নের জটিলগুলোর গাঠনিক কাঠামো একে দেখাও। ধাতু আয়নগুলোর সন্নিবেশ সংখ্যা পৃথক হওয়ার কারণ কি?

৩৩। ক্রোমিয়াম ইথার এবং ক্রিপস্টেট কি? এ ধরনের অণুগুলোর সাথে Gr IA(I) ধাতু আয়নের জটিলের গাঠনিক কাঠামো একে দেখাও। এরূপ জটিলগুলোর প্রধান রাসায়নিক গুরুত্ব উল্লেখ কর।

৩৪। লিথিয়ামের লবণগুলো সাধারণভাবে আর্দ্র হয়, কিন্তু অন্য ক্ষার ধাতুর লবণগুলো অনর্দ্র হয়। কেন?

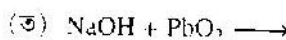
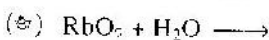
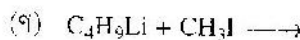
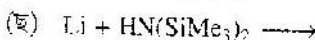
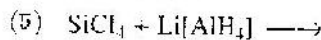
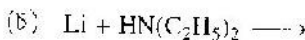
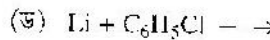
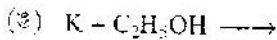
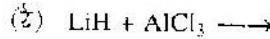
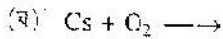
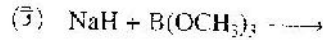
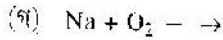
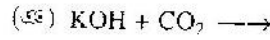
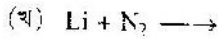
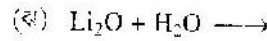
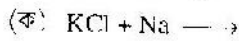
৩৫। ল্যাবরেটরিতে সোডিয়ামের অণু কিভাবে নিভানো হয়?

৩৬। K^+ আয়নের সাথে জটিল গঠনের জন্য সাইক্লোহেক্সাইল-18-ক্রোম-6 এবং 2,2,2-ট্রিপট লিগ্যান্ড দুটির মধ্যে কোনটি অধিক সুস্থিত জটিল গঠন করবে? কেন?

৩৭। ক্ষার ধাতুর অ্যানায়ন সংবলিত দুটি যৌগের উদাহরণ দাও। এগুলো কিভাবে প্রস্তুত করা যায়?

৩৮। ইলেকট্রোইউনুলো কি?

৩৯। নিচের বিক্রিয়াগুলোর সমতাকৃত সমীকরণ লিখ :



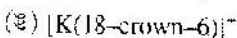
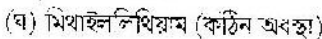
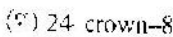
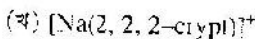
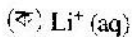
৪০। পানিতে $KHCO_3$ অপেক্ষা $NaHCO_3$ এর দাব্যতা অনেক কম। এর কারণ কি?

৪১। অ্যামোনিয়াম-সোডা পদ্ধতিতে সোডিয়াম কার্বোনেট প্রস্তুতের খুন্সীতি সমীকরণসহ ব্যাখ্যা কর।

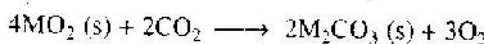
৪২। লিথিয়াম অ্যালকাইল এবং লিথিয়াম অ্যারাইল যৌগগুলো কিভাবে প্রস্তুত করা যায়? কঠিন অবস্থায় মিথাইললিথিয়ামের গাঠনিক কাঠামো একে দেখাও। জৈব এবং জৈব ধাতব যৌগ সংশ্লেষণে লিথিয়াম অ্যালকাইল এবং লিথিয়াম অ্যারাইল যৌগগুলোর প্রয়োগ সমীকরণের সাহায্যে দেখাও।

৪৩। হেক্সেন দ্রবণে বিউটাইললিথিয়াম মিথাইললিথিয়াম অপেক্ষা অধিক সক্রিয় R^- দাতা বিকারক হিসেবে কাজ করে কেন?

৪৪। নিচে উল্লিখিত অণু বা আয়নগুলোর গাঠনিক চিত্র আঁক :



৪৫। নিচের বিক্রিয়াটি ব্যবহার করে উডোজাহাজে এবং সাবমেরিনে কার্বন ডাইঅক্সাইড থেকে পুনরায় অক্সিজেন উৎপন্ন করা হয়। কোনো ধাতুর সুপার অক্সাইড যৌগটি ব্যবহার করা বেশি সুবিধাজনক?



৪৬। কারণ ব্যাখ্যা কর :

(ক) জলীয় দ্রবণে ক্ষার ধাতুর আয়নগুলোর সচলতার অনুক্রম $Li^+ < Na^+ < K^+ < Rb^+ < Cs^+$ ।

(খ) ক্ষার ধাতুগুলোর মধ্যে কেবল লিথিয়াম একটি সুস্থিত নাইট্রাইড যৌগ গঠনে করে।

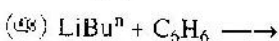
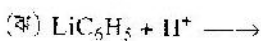
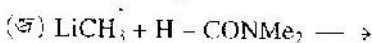
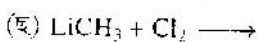
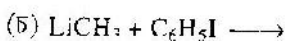
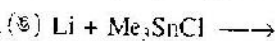
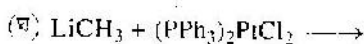
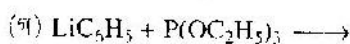
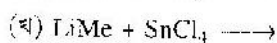
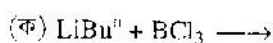
(৭) পটাশিয়াম নাইট্রটেকে উত্তপ্ত করলে পটাশিয়াম নাইট্রাইট উৎপন্ন হয়, কিন্তু লিথিয়াম নাইট্রেট অথবা সোডিয়াম নাইট্রটেকে উত্তপ্ত করলে অক্সাইড যৌগ পাওয়া যায়।

(৮) CH_3Na^+ এর তুলনায় $(\text{C}_6\text{H}_5)_3\text{C}^- \text{Na}^+$ অধিক সুস্থিত।

(৯) জলীয় দ্রবণে LiHCO_3 গঠিত হলেও কঠিন অবস্থায় LiHCO_3 -কে সুস্থিত অবস্থায় পাওয়া যায় না, কিন্তু অন্য দ্রবণে ধাতুর বাইক বোর্নেট লবণগুলো কঠিন অবস্থাতেও সুস্থিত।

৪৭। ক্ষার ধাতু মৌলগুলোর অন্য সদস্যগুলো থেকে লিথিয়ামের ধর্মের পার্থক্যগুলো উল্লেখ কর এবং ম্যাগনেসিয়ামের সাথে এর ধর্মের মিল দেখাও।

৪৮. নিচের বিক্রিয়াগুলোর সমতাকৃত সমীকরণ লিখ :



৪৯। আকরিক থেকে ধাতু নিষ্কাশনের জন্য নিচের চারটি সাধারণভাবে ব্যবহৃত হয় :

(i) তাপীয় বিয়োজন,

(ii) একটি ধাতুকে আর একটি ধাতু দ্বারা প্রতিস্থাপন,

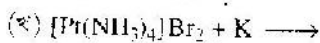
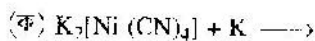
(iii) রাসায়নিক বিজারণ

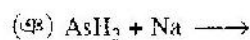
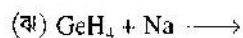
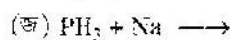
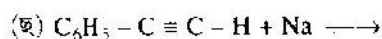
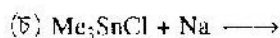
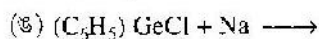
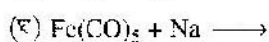
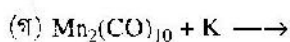
(iv) ইলেকট্রোলাইটিক বিজারণ।

সোডিয়াম নিষ্কাশনের জন্য কোন পদ্ধতি ব্যবহার করা হয় এবং কেন অন্য পদ্ধতিগুলো ব্যবহার করা যায় না?

৫০। বনিগর্ভে, সপারতলে সবমোরিনে এবং আকাশযানে অক্সিজেন সরবরাহের জন্য শ্বসগ্রহণ মুখোশ প্রস্তুতিতে KO_2 ব্যবহার করা হয়। এটি কিভাবে কাজ করে তা রাসায়নিক সমীকরণের সহায়্যে দেখাও।

৫১। তবল অ্যামোনিয়া দ্রবণে সংঘটিত নিচের বিক্রিয়াগুলোর সমতাকৃত সমীকরণ দাও :





৩২ যে কোনো ক্ষার ধাতুর হ্যালাইড যৌগের গলনাংক এবং স্ফুটনাংক $\text{F} > \text{Cl} > \text{Br} > \text{I}$ অনুক্রমে হ্রাস পায়। কারণ ব্যাখ্যা কর।

তৃতীয় অধ্যায়

GrIIA(2) মৌলসমূহ :

বেরিলিয়াম, ম্যাগনেসিয়াম, ক্যালসিয়াম, স্ট্রনসিয়াম,
বেরিয়াম এবং রেডিয়াম

[GrIIA(2) Elements : Beryllium, Magnesium,
Calcium, Strontium, Barium and Radium]

সূচনা (Introduction)

GrIA(1) মৌলসমূহের ধর্মের পরিবর্তনের যে প্রবণতা দেখা যায় সেই একই প্রবণতা GrIIA(2) মৌলগুলোর ক্ষেত্রেও লক্ষ্য করা যায়। তবে বেরিলিয়ামের ধর্ম নিজ গ্রুপের অবশিষ্ট মৌলগুলোর ধর্ম থেকে অনেক বেশি পৃথক। লিথিয়ামের সাথে GrIA(1)-এর অবশিষ্ট মৌলগুলোর ধর্ম যে পার্থক্য রয়েছে সে তুলনায় বেরিলিয়ামের সাথে GrIIA(2) এর অবশিষ্ট মৌলগুলোর পার্থক্য অনেক বেশি প্রকট। এর প্রধান কারণ হলো Be পরমাণু এবং Be^{2+} আয়ন উভয়ই অত্যন্ত ক্ষুদ্র আকারবিশিষ্ট। Li^+ আয়ন থেকে Na^+ আয়নের আকার যতটা বেশি Be^{2+} আয়ন থেকে Mg^{2+} আয়নের আকারের পার্থক্য তার প্রায় চারগুণ বেশি। বেরিলিয়াম তার পরবর্তী গ্রুপের মৌল অ্যালুমিনিয়ামের ধর্মের সাথেও অনেক সাদৃশ্য দেখায়।

সবগুলো GrIIA(2) মৌল সক্রিয় ধাতু, কিন্তু এদের সক্রিয়তা GrIA(1) মৌলগুলোর তুলনায় কম। এদের অক্সাইডগুলো মুক্তিকার গঠনের একটি প্রধান উপাদান এবং প্রত্যেকেই তীব্র ক্ষারক। এজন্য এদেরকে মৃৎক্ষার ধাতু (alkaline earth metals) বলা হয়। সবগুলো মৌল দ্বিযোজী এবং এর আয়নিক, বর্ণহীন যৌগ গঠন করে। এদের অক্সাইড এবং হাইড্রক্সাইডগুলো GrIA(1) মৌলগুলোর অক্সাইড এবং হাইড্রক্সাইড থেকে কম ক্ষারকীয়, সেজন্য এদের অক্সোলবণগুলো কার্বোনেট, নাইট্রেট এবং সালফেট) তাপীয়ভাবে কম স্থিতি।

মানুষের শরীরের জন্য Mg^{2+} এবং Ca^{2+} উভয় আয়নই অত্যাবশ্যক, আবার Mg^{2+} আয়ন ক্লোরোফিলেরও একটি গুরুত্বপূর্ণ উপাদান।

ইলেকট্রনিক গঠন (Electronic structure)

২.১ সারণিতে GrIIA(2) মৌলগুলোর ইলেকট্রনিক গঠন দেয়া হয়েছে। সবগুলো মৌলের সর্বশেষ স্তরের দুটি ইলেকট্রন রয়েছে। অভ্যন্তরস্থ পূর্ণ অরবিটালগুলো বাদ দিলে এদের ইলেকট্রন বিন্যাস ns^2 লেখা যায়, যেখানে n = শেষ কক্ষপথের প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা। যৌগ গঠনের সময় এরা শেষ কক্ষপথের ইলেকট্রন দুটি ত্যাগ করে M^{2+} আয়ন গঠন করে এবং একটি মহান গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে।

সারণি ৩.১ : Gr IIA(2) মৌলসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাস।

মৌল	সংকেত	ইলেকট্রনিক গঠন
বেরিলিয়াম	Be	$1s^2 2s^2$ বা $[\text{He}] 2s^2$
ম্যাগনেসিয়াম	Mg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ বা $[\text{Ne}] 3s^2$
ক্যালসিয়াম	Ca	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ বা $[\text{Ar}] 4s^2$
স্ট্রনসিয়াম	Sr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$ বা $[\text{Kr}] 5s^2$
বেরিয়াম	Ba	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^2$ বা $[\text{Xe}] 6s^2$
রেডিয়াম	Ra	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 7s^2$ বা $[\text{Rn}] 7s^2$

উৎস এবং প্রাচুর্য (Occurrence and abundance)

এই ধাতুগুলোর তুলনায় কম সক্রিয় হলেও মৎস্কর ধাতুগুলোও যথেষ্ট সক্রিয় এবং সেজন্য এদেরকেও প্রকৃতিতে মুক্ত অবস্থায় পাওয়া যায় না। বিভিন্ন যৌগে এরা M^{2+} আয়ন হিসেবে উপস্থিত থাকে। এ ধাতুগুলো মাটি গঠনের একটি প্রধান উপাদান। ৩.২ সারণিতে ভূ-ত্বকে Gr IIA(2) মৌলগুলোর ওজন হিসেবে প্রাচুর্য দেখানো হয়েছে। সারণি থেকে দেখা যায় রেডিয়ামের প্রাচুর্য অতি নগণ্য, বেরিলিয়াম একটি বিরল মৌল, কিন্তু ম্যাগনেসিয়াম, ক্যালসিয়াম, স্ট্রনসিয়াম এবং বেরিয়াম প্রকৃতিতে প্রচুর পরিমাণে বিদ্যমান।

সারণি ৩.২ : ভূ-ত্বকে ওজন হিসেবে Gr IIA(2) মৌলসমূহের প্রাচুর্য।

মৌল	ভূ-ত্বকে ওজন হিসেবে প্রাপ্যতার প্রাচুর্য (%)	সকল মৌলের মধ্যে প্রাচুর্যের অনুক্রম
বেরিলিয়াম	0.0002	51
ম্যাগনেসিয়াম	2.76	6
ক্যালসিয়াম	4.66	5
স্ট্রনসিয়াম	0.038	15
বেরিয়াম	0.039	14
রেডিয়াম	1.3×10^{-10}	

নিচে মৎসার ধাতুগুলোর কয়েকটি উল্লেখযোগ্য আকরিকের উল্লেখ করা হয়েছে।

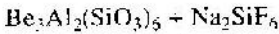
$Be_3Al_2(SiO_3)_6$	বেরিল
Be_2SiO_4	ফিনাসাইট
$MgCO_3$	ম্যাগনেসাইট
$MgCO_3 \cdot CaCO_3$	ডোলেমাইট
$CaCO_3$	চূনাপাথর, মার্বেল পাথর
$CaSO_4 \cdot 2H_2O$	জিপসাম
$Ca_3(PO_4)_2$	ফসফেটাইট
$BaSO_4$	বেরাইট
$SrSO_4$	সেলিসাইট
$SrCO_3$	স্ট্রনসিয়ানাইট

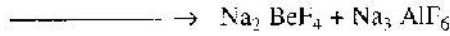
বেডিয়াম একটি তেজস্ক্রিয় মৌল এবং ভূ-ত্বকে এর প্রাচুর্য অতি নগণ্য। ইউরেনিয়ামের আকরিক পিচব্লেন্ডে এটি অতি অল্প পরিমাণে উপস্থিত থাকে।

মৌলগুলোর নিষ্কাশন (Extraction of the elements)

বনায়নিক বিজারণ পদ্ধতিতে GrIIA(2) মৌলসমূহ নিষ্কাশন করা সহজ নয়, কারণ এ গ্রুপের মৌলগুলো নিজেরাই তীব্র বিজারক পদার্থ এবং এরা কার্বনের সাথে বিক্রিয়া করে কার্বাইড গঠন করে। এরা অত্যন্ত ইলেকট্রোপজিটিভ প্রকৃতিবিশিষ্ট হওয়ায় পানির সাথে বিক্রিয়া করে। ফলে তীব্র দ্রবণে মৌলগুলোর লবণ থেকে এদেরকে অন্য কোনো মৌল দ্বারা প্রতিস্থাপন করে প্রস্তুত করা সম্ভব নয় অথবা জলীয় দ্রবণের তড়িৎ বিশ্লেষণ করেও এদেরকে নিষ্কাশন করা সম্ভব নয়। তবে সবগুলো ধাতুকে ওদের তাপ বিগলিত লবণের তড়িৎ বিশ্লেষণ করে নিষ্কাশন করা যায়। সবচেয়ে ফ্লোরাইড লবণগুলোর সাথে কিছু পরিমাণ সোডিয়াম ফ্লোরাইড মিশিয়ে নিশপকে উত্তপ্ত করে বিগলিত করা হয় এবং তড়িৎ বিশ্লেষণ করে ধাতুগুলো পাওয়া যায়। লবণগুলোর গলনাঙ্ক কমিয়ে আনার জন্যই তাদের সাথে সোডিয়াম ফ্লোরাইড মিশানো হয়ে থাকে।

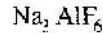
বেরিলিয়াম : বেরিলিয়াম নিষ্কাশনের জন্য এর আকরিক বেরাইল $Be_3Al_2(SiO_3)_6$ এর সাথে Na_2SiF_6 মিশিয়ে $700-750^\circ C$ তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করা হয় এবং উৎপন্ন ফ্লোরাইড যৌগকে পানিতে দ্রবীভূত করে পরিকার দ্রবণের সাথে NH_4OH যোগ করে $Be(OH)_2$ হিসেবে অধঃক্ষিপ্ত করা হয়। একে উত্তপ্ত করলে BeO পাওয়া যায়। BeO এর সাথে C মিশিয়ে $600-800^\circ C$ তাপমাত্রায় Cl_2 প্রবাহে উত্তপ্ত করে $BeCl_2$ পাওয়া যায়। অতঃপর $BeCl_2$ এর সাথে $NaCl$ মিশিয়ে তাপ বিগলিত অবস্থায় তড়িৎ বিশ্লেষণ করে বেরিলিয়াম উৎপন্ন করা হয়।



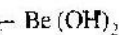
$$700 - 750^\circ\text{C}$$


$$\text{H}_2\text{O}$$

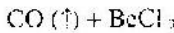
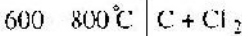

(দ্রবণ)



(অদ্রবণীয়)

 Δ 

(অধঃক্ষেপ)

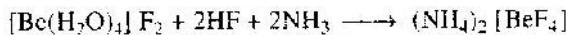
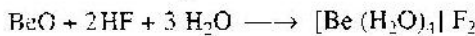


তাপ বিগলিত



অবস্থায় তড়িৎবিশ্লেষণ

অন্য একটি পদ্ধতিতে বেরাইল থেকে প্রাপ্ত BeO-কে HF এর জলীয় দ্রবণে দ্রবীভূত করে তার মধ্যে অধিক পরিমাণ NH₃ চালনা করা হয়, ফলে (NH₄)₂[BeF₄] পাওয়া যায়। অতঃপর BeF₂ এর সাথে Mg ঘিশিয়ে 1300°C তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করলে Be পাওয়া যায়।

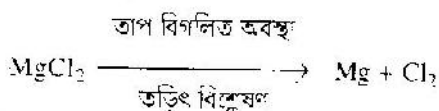
 Δ 

1300°C



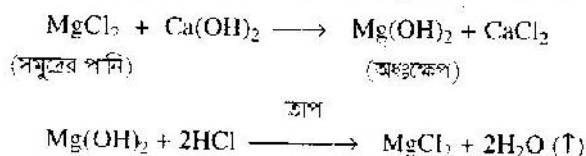
ম্যাগনেসিয়াম : গ্রুপ IIA(2) মৌলগুলোর মধ্যে কেবল ম্যাগনেসিয়ামই অত্যন্ত অধিক পরিমাণে উৎপন্ন করা হয়। এটি নিষ্কাশনের জন্য তড়িৎবিশ্লেষণ পদ্ধতি অথবা ফেরোসিলিকন

বিজারণ পদ্ধতি অনুসরণ করা হয়। তড়িৎবিশ্লেষণ পদ্ধতিতে কোল গ্যাস অথবা H_2 এর নিষ্ক্রিয় আবহাওয়ায় $750^\circ C$ তাপমাত্রায় তাপ বিগলিত অনার্দ্র $MgCl_2$ এর তড়িৎবিশ্লেষণ করে ম্যাগনেসিয়াম নিষ্কাশন করা হয়।

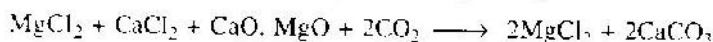
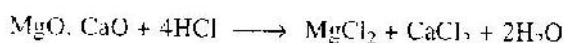
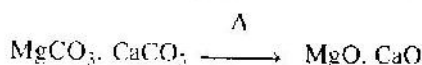


দুটি পদ্ধতিতে $MgCl_2$ প্রস্তুত করা হয় :

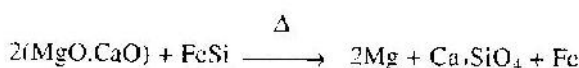
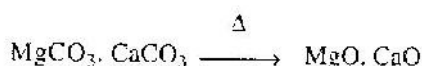
(১) ডাউ এর সমুদ্র পানি পদ্ধতি : সমুদ্রের পানিতে আনুমানিক 0.13% Mg^{2+} আয়ন উপস্থিত থাকে। এর সাথে $Ca(OH)_2$ যোগ করলে কম দ্রাব্যতা বিশিষ্ট $Mg(OH)_2$ এর অধঃক্ষেপ তৈরি হয় এবং $CaCl_2$ দ্রবীভূত হয়। ফিল্টার করে $Mg(OH)_2$ পৃথক করে তার সাথে HCl মিশানো হয়। ফলে $MgCl_2$ পাওয়া যায়। একে তড়িৎবিশ্লেষণের জন্য ব্যবহার করা হয়।



(২) ডাউ এর প্রাকৃতিক ব্রাইন পদ্ধতি : ডোলোমাইটকে উচ্চ তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করে MgO ও CaO এর একটি মিশ্রণ পাওয়া যায়। এর সাথে HCl যোগ করে $MgCl_2$ এবং $CaCl_2$ এর একটি দ্রবণ পাওয়া যায়। এর সাথে অধিক পরিমাণ ভস্মীকৃত ডোলোমাইট (MgO , CaO) মিশিয়ে মিশ্রণে CO_2 গ্যাস চলনা করা হয়। ফলে $CaCO_3$ অধঃক্ষিপ্ত হয় এবং দ্রবণে $MgCl_2$ থেকে যায়। কেলসন পদ্ধতিতে দ্রবণ থেকে $MgCl_2 \cdot 6H_2O$ এর কেলসন পৃথক করে তাকে শুষ্ক HCl গ্যাসে উত্তপ্ত করে অনার্দ্র $MgCl_2$ পাওয়া যায় যা তড়িৎবিশ্লেষণের জন্য ব্যবহৃত হয়।



ফেরোসিলিকন বিজারণ পদ্ধতি : ফেরোসিলিকন বিজারণ পদ্ধতিতে ভস্মীকৃত ডোলোমাইটকে (MgO , CaO) $1150^\circ C$ তাপমাত্রায় নিম্ন চাপে ফেরোসিলিকন ($FeSi$) সহ উত্তপ্ত করে ম্যাগনেসিয়াম নিষ্কাশন করা হয়।



ক্যালসিয়াম, স্ট্রনসিয়াম এবং বেরিয়াম : এ ধাতুগুলো তুলনামূলকভাবে অনেক কম পরিমাণে নিষ্কাশন করা হয়। তাপ বিগলিত CaCl_2 এর তড়িৎবিশ্লেষণ করে ক্যালসিয়াম নিষ্কাশন করা হয়। সন্ভে পদ্ধতিতে সের্ভিয়াম কার্বোনেট প্রস্তুতকালে একটি উপজাত হিসেবে প্রাপ্ত CaCl_2 -কে ক্যালসিয়াম নিষ্কাশনের জন্য ব্যবহার করা হয় অথবা চূনাপথর এবং HCl এর বিক্রিয়া থেকে CaCl_2 পাওয়া যায়।

স্ট্রনসিয়াম এবং বেরিয়াম নিষ্কাশনের জন্য এ ধাতু দুটির অক্সাইডকে উচ্চ তাপমাত্রায় Al দ্বারা বিজারণ করা হয় অথবা তাপবিগলিত ক্লোরাইড লবণকে তড়িৎবিশ্লেষণ করা হয়।

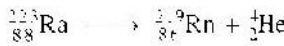
মৌলগুলোর ব্যবহার (Uses of the elements)

বেরিলিয়াম : (১) X-রশ্মির জন্য বেরিলিয়াম একটি স্বচ্ছ ধাতু, এজন্য X-রশ্মি উত্তবে X-রশ্মি প্রবেশের জানাল প্রস্তুত করার জন্য বেরিলিয়াম ব্যবহার করা হয়।

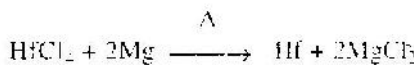
(২) নিউট্রনের গতি মন্থর করার জন্য বেরিলিয়াম একটি খুবই উপযোগী মৌল। এজন্য নিউক্লীয় বিঅ্যাক্টরে বেরিলিয়ামকে নিউট্রনের গতি শ্লুথিত করার জন্য ব্যবহার করা হয়।

(৩) কয়েকটি ধাতুর ফররোয়ী, হালকা অ্যালয় প্রস্তুত করার জন্য বেরিলিয়াম ব্যবহার করা হয়। উদাহরণ Cu , Be এবং Ni , Be ইত্যাদি।

(৪) ল্যাবরেটরিতে নিউট্রনের একটি সুবিধাজনক উৎস হিসেবে রেডিয়াম এবং বেরিলিয়াম যৌগের মিশ্রণ ব্যবহার করা হয় :



ম্যাগনেসিয়াম : (১) ম্যাগনেসিয়াম একটি শক্তিশালী বিজারক পদার্থ। অনেকগুলো ধাতু নিষ্কাশনে বিজারক হিসেবে এটি ব্যবহার করা হয়। উদাহরণ :



(২) অনেক ধাতুর হালকা এবং মজবুত অ্যালয় প্রস্তুত করার জন্য ম্যাগনেসিয়াম ব্যবহার করা হয়। যেমন ম্যাগনেসিয়াম (Mg) \rightarrow ৯০%, Al \rightarrow ৭%, Cu \rightarrow ১%, এটি হালকা, মজবুত এবং কঠিন। উডোজাতক, বাস, রেলগাড়ী ইত্যাদি প্রস্তুতের জন্যে এটি ব্যবহার করা হয়।

(৩) রাসায়নিকভাবে, হিগনার্ড বিজারক প্রস্তুত করার জন্য ম্যাগনেসিয়াম ব্যবহার করা হয়।

ক্যালসিয়াম : (১) Cr, Zr, Th ইত্যাদি ধাতু নিষ্কাশনের জন্য বিজারক পদার্থ হিসেবে ক্যালসিয়াম ব্যবহার করা হয়।

(২) হাইড্রোজেনের একটি প্রয়োজনীয় উৎস হিসেবে ব্যবহার করার জন্য ক্যালসিয়াম হাইড্রাইড প্রস্তুত করতে ক্যালসিয়াম ব্যবহার করা হয়।

(৩) অ্যালুমিনিয়ামের শক্তি বাত্বনোর জন্য এর সাথে ক্যালসিয়াম মিশিয়ে অ্যালয় প্রস্তুত করা হয়। এরূপ অ্যালয় বিখ্যাত বল শক্তিতে জন্য ব্যবহার করা হয়।

বেরিয়াম এবং স্ট্রনসিয়ামের কোনো উল্লেখযোগ্য প্রয়োগ নেই।

পরমাণু এবং আয়নগুলোর আকার (Sizes of atoms and ions)

GrIIA(2) পরমাণুগুলোর আকার বড়, কিন্তু GrIA(1) এর অনুরূপ পরমাণুগুলোর আকার থেকে ছোট। নিউক্লিয়াসে একটি অতিরিক্ত ইলেকট্রন থাকায় কক্ষপথের ইলেকট্রনগুলোর প্রতি আকর্ষণ বল বেশি হয় বলেই GrIIA(2) মৌলগুলোর পারমাণবিক আকার GrIA(1) মৌলগুলোর পরমাণবিক আকার থেকে কম হয়। একইভাবে GrIIA(2) এর M^{2+} আয়নগুলোর আকার GrIA(1) এর M^+ আয়নগুলোর আকার থেকে ছোট। কক্ষপথ থেকে দুটি ইলেকট্রন মুক্ত করলে কার্যকর নিউক্লীয় চার্জের মান বেশি হয় বলেই M^{2+} আয়নগুলোর আকার M^+ আয়নগুলোর আকার থেকে ছোট হয়। ৩.৩ সারণিতে GrIIA(2) মৌলগুলোর পারমাণবিক এবং আয়নিক ব্যাসার্ধ দেখানো হয়েছে।

সারণি ৩.৩ : GrIIA(2) মৌলগুলোর পারমাণবিক এবং আয়নিক ব্যাসার্ধ।

মৌল	পারমাণবিক ব্যাসার্ধ, Å	আয়নিক ব্যাসার্ধ, M^{2+} (ছয় সন্নিবেশ সংখ্যা), Å
Bc	1.12	0.31*
Mg	1.60	0.72
Ca	1.97	1.00
Sr	2.15	1.18
Ba	2.22	1.35
Ra	—	1.48

* চার সন্নিবেশ সংখ্যা ব্যাসার্ধ, ছয় সন্নিবেশ সংখ্যা মান = 0.45Å

ঘনত্ব (Density)

GrIIA(2) মৌলগুলোর পরমাণুর আকার বড় হওয়ায় এদের ঘনত্বের মান কম, কিন্তু GrIA(1) মৌলগুলোর তুলনায় এদের পরমাণুর আকার ছোট। এজন্য এদের ঘনত্ব GrIA(1) এর অনুরূপ মৌলগুলোর ঘনত্ব থেকে বেশি। ৩.৪ সারণিতে এ গ্রুপের মৌলগুলোর ঘনত্বের মান দেখানো হয়েছে।

সারণি ৩.৪ : GrIIA(2) মৌলগুলোর ঘনত্ব।

মৌল	ঘনত্ব (g/cm^3)
Rb	1.85
Mg	1.74
Ca	1.55
Sr	2.63
Ba	3.62
Ra	5.5

কাঠিন্য, গলনাংক এবং স্ফুটনাংক (Hardness, Melting points and Boiling points)

ধাতব বন্ধন গঠনের জন্য GrIIA(2) মৌলগুলোর যোজনী স্তরের দুটি ইলেকটন অংশগ্রহণ করে, কিন্তু GrIA(1) মৌলগুলোর ক্ষেত্রে ধাতব বন্ধন গঠনে যোজনী স্তরের একটি ইলেকটন অংশ নেয়। এ কারণে GrIIA(2) মৌলগুলোর ধাতব বন্ধন GrIA(1) মৌলগুলোর ধাতব বন্ধন অপেক্ষা বেশি শক্তিশালী। ফলে GrIIA(2) এর মৌলগুলো GrIA(1) এর অনুরূপ মৌলগুলোর তুলনায় বেশি শক্ত হয় এবং এদের গলনাংক ও স্ফুটনাংকের মানও GrIA(1) এর অনুরূপ মৌলগুলোর উচ্চ মানের চেয়ে বেশি হয়। কিন্তু এ মানগুলো পরিবর্তন খুব নিয়মিত হয় না। স্ফটিক গঠনের পার্থক্যের কারণে পরিবর্তনগুলোতে অনিয়ম লক্ষ্য করা যায়। ধাতব বন্ধন গঠনে মাত্র দুটি ইলেকটন অংশ নেয় বলে এ গ্রুপের ধাতুগুলোও তুলনামূলকভাবে নরম হয়। এ.৫ সারণিতে মৌলগুলোর গলনাংক ও স্ফুটনাংকের মান দেখানো হয়েছে।

সারণি ৩.৫ : GrIIA(2) মৌলগুলোর গলনাংক এবং স্ফুটনাংক।

মৌল	গলনাংক, $^{\circ}\text{C}$	স্ফুটনাংক, $^{\circ}\text{C}$
Rb	1287	2500 (প্রায়)
Mg	649	1105
Ca	839	1494
Sr	768	1381
Ba	727	1850 (প্রায়)
Ra	700 (প্রায়)	1700 (প্রায়)

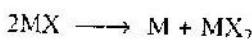
আয়নীকরণ শক্তি (Ionization energy)

এ.৬ সারণিতে GrIIA(2) মৌলগুলোর প্রথম, দ্বিতীয় এবং তৃতীয় আয়নীকরণ শক্তির মান দেখানো হয়েছে।

সারণি ৩.৬ : GrIIA(2) মৌলগুলোর আয়নীকরণ শক্তি (kJ mol⁻¹)।

মৌল	আয়নীকরণ শক্তি		
	প্রথম	দ্বিতীয়	তৃতীয়
Be	899	1757	14847
Mg	737	1450	7731
Ca	590	1145	4910
Sr	549	1064	
Ba	503	965	
Ra	509	979	

মৌলগুলোর তৃতীয় আয়নীকরণ শক্তির মান এত উচ্চ যে কোনো রাসায়নিক বিক্রিয়ায় M^{3+} আয়ন কখনো গঠিত হয় না। Be^{2+} আয়নের আয়নীকরণ শক্তির মান উচ্চ হওয়ায় এর যৌগগুলো প্রধানত সমযোজী হয়। মাগনেসিয়ামও কিছু সমযোজী যৌগ গঠন করে। তবে, Mg, Ca, Sr এবং Ba এর যৌগগুলো সাধারণভাবে দ্বিযোজী এবং আয়নিক। যদিও M^{2+} আয়ন অপেক্ষা M^{+} আয়ন গঠন করা অনেক সহজ তবুও এ গ্রুপের মৌলগুলো তাদের যৌগে M^{2+} আয়ন হিসেবে অবস্থিত থাকে। এর কারণ হলো M^{2+} আয়নগুলোর উচ্চ ল্যাটিস শক্তি এবং উচ্চ হাইড্রেশন শক্তি। M^{+} আয়ন থেকে M^{2+} আয়ন গঠনে যতটা শক্তি খরচ হয় যৌগে M^{2+} আয়নগুলোর ল্যাটিস শক্তি এবং হাইড্রেশন শক্তির উচ্চ মানের কারণে তার চেয়ে অনেক বেশি পরিমাণ শক্তি নিঃসৃত হয়। এজন্য এ গ্রুপের মৌলগুলো কখনো M^{+} আয়ন গঠন করে না। কল্পনিক $M^{+}X^{-}$ যৌগগুলো $M^{2+}(X^{-})_2$ যৌগগুলো থেকে কম সুস্থিত বলে এরা অতি দ্রুত MX_2 যৌগে পরিণত হয়:



এ গ্রুপের পরমাণুগুলোর আকার GrIIA(1) এর অনুরূপ পরমাণুগুলোর আকার থেকে ছোট এবং এদের নিউক্লীয় চার্জ এক একক বেশি হওয়ায় যোজনী স্তরের ইলেকট্রনগুলো নিউক্লিয়াস দ্বারা বেশি বলের সাথে আকর্ষিত হয়। এজন্য GrIIA(2) মৌলগুলোর প্রথম আয়নীকরণ শক্তির মান GrIIA(1) মৌলগুলোর প্রথম আয়নীকরণ শক্তি থেকে বেশি হয়। কিন্তু এদের দ্বিতীয় আয়নীকরণ শক্তির মান GrIIA(1) মৌলগুলোর দ্বিতীয় আয়নীকরণ শক্তির মান থেকে কম। GrIIA(1) মৌলগুলো থেকে M^{+} আয়ন গঠিত হলে দ্বিতীয় ইলেকট্রনটি অভ্যন্তরীণ স্ফুদ আকৃতির এবং অতি সুস্থিত মহান গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস সংবলিত একটি কক্ষপথ থেকে মুক্ত করতে হয়। ফলে GrIIA(1) মৌলগুলোর দ্বিতীয় আয়নীকরণ শক্তির মান অতি উচ্চ। কিন্তু GrIIA(2) মৌলগুলোর ক্ষেত্রে M^{+} আয়ন গঠিত হবার পর সর্বশেষ কক্ষপথে অবস্থিত অবশিষ্ট একমাত্র ইলেকট্রনটি মুক্ত করে M^{2+} আয়ন করতে হয়। এ কারণেই GrIIA(2) মৌলগুলোর দ্বিতীয় আয়নীকরণ শক্তির মান GrIIA(1) মৌলগুলোর দ্বিতীয় আয়নীকরণ শক্তি থেকে কম হয়।

ইলেকট্রোনিগেটিভিটি এবং বন্ধন প্রকৃতি (Electronegativity and bond type)

GrIIA(2) মৌলগুলোর ইলেকট্রোনিগেটিভিটির মান কম, কিন্তু GrIA(1) মৌলগুলোর উচ্চ মান থেকে বেশি। Mg, Ca, Sr এবং Ba মৌলগুলো যখন পর্যায় সারণির ডান দিকে অবস্থিত মৌলগুলোর সাথে (যেমন হ্যালোজেনসমূহ এবং অক্সিজেন) বিক্রিয়া করে তখন ইলেকট্রোনিগেটিভিটির পার্থক্য উচ্চ হওয়ার কারণে যৌগগুলো আয়নিক প্রকৃতিবিশিষ্ট হয়। একটি উদাহরণ দিয়ে বিষয়টি ব্যাখ্যা করা হলো। ক্যালসিয়াম ক্লোরাইড যৌগে—

$$\text{Ca এর ইলেকট্রোনিগেটিভিটি} = 1.00$$

$$\text{Cl এর ইলেকট্রোনিগেটিভিটি} = 3.16$$

$$\text{ইলেকট্রোনিগেটিভিটির পার্থক্য} = 2.16$$

কোনো যৌগে দুই মৌলের ইলেকট্রোনিগেটিভিটির পার্থক্য 1.7 – 1.8 হলে তাদের বন্ধনটি 50% আয়নিক প্রকৃতিবিশিষ্ট হয়। যেহেতু CaCl_2 -এ ইলেকট্রোনিগেটিভিটির পার্থক্য 2.16 সেজন্য এটি প্রধানত একটি আয়নিক যৌগ।

GrIIA(2) এর সকল মৌলের মধ্যে Be এর ইলেকট্রোনিগেটিভিটির মান উচ্চ। বেরিলিয়ামের সকল যৌগের মধ্যে BeF_2 এর ক্ষেত্রে ইলেকট্রোনিগেটিভিটির সর্বোচ্চ পার্থক্য পাওয়া যায়। অতএব সকল বেরিলিয়াম যৌগের মধ্যে এটির আয়নিক প্রকৃতি সবচেয়ে বেশি। তাপ বিগলিত BeF_2 এর বিদ্যুৎ পরিবহন ক্ষমতা খুব কম যা এ যৌগের প্রধানত সমযোজী প্রকৃতি নির্দেশ করে। অতএব ধরে নেয়া যায় যে, বেরিলিয়ামের সকল যৌগই সমযোজী প্রকৃতির হয়। এ.এ সারণিতে GrIIA(2) মৌলগুলোর ইলেকট্রোনিগেটিভিটির মান দেয়া হয়েছে।

সারণি ৩.৭ : GrIIA(2) মৌলসমূহের ইলেকট্রোনিগেটিভিটি (পলিং স্কেল)

মৌল	ইলেকট্রোনিগেটিভিটি
Be	1.57
Mg	1.31
Ca	1.00
Sr	0.95
Ba	0.89

হাইড্রেশন শক্তি (Hydration energies)

GrIIA(2) আয়নগুলোর হাইড্রেশন শক্তির মান GrIA(1) আয়নগুলোর হাইড্রেশন শক্তির মান থেকে আনুমানিক 4–5 গুণ বেশি। GrIIA(2) আয়নগুলোর বর্ধিত চার্জ এবং তুলনামূলকভাবে ক্ষুদ্র আকারের কারণে এদের হাইড্রেশন শক্তির মান বেশি হয়। গ্রুপের নিচের দিক বরাবর আয়নগুলোর আকার বৃদ্ধি পায় বলে হাইড্রেশন শক্তির মান ক্রমাশ্ব হ্রাস পায়। পানির সাথে বেরিলিয়াম একটি অতি সুস্থিত জটিল আয়ন $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ গঠন করে। GrIIA(2) এর কেলাসী যৌগগুলোতে GrIA(1) এর কেলাসী যৌগগুলোর তুলনায় বেশি সংখ্যক পানির অণু কেলাস পানি হিসেবে উপস্থিত থাকে। উদাহরণ হিসেবে, NaCl এবং KCl অনার্দ কেলাস গঠন করে কিন্তু MgCl_2

$6H_2O$, $CaCl_2 \cdot 6H_2O$ এবং $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ এর কেলসে কেলাস পানি থাকে। লক্ষ্য করা যায় যে, ধাতু আয়নটির আকার বড় হলে কেলাস পানির অণুর সংখ্যা কমে যায়। ৩.৮ সারণিতে GrIIA(2) আয়নগুলোর হাইড্রেশন শক্তির মান দেয়া হয়েছে।

সারণি ৩.৮ : GrIIA(2) আয়নগুলোর হাইড্রেশন শক্তি।

আয়ন	আয়নিক ব্যাসার্ধ (Å)	হাইড্রেশন শক্তি (kJ mol^{-1})
Be^{2+}	0.31	- 2494
Mg^{2+}	0.72	- 1921
Ca^{2+}	1.00	- 1577
Sr^{2+}	1.18	- 1443
Ba^{2+}	1.35	- 1305

গ্রুপের অন্য মৌলগুলো থেকে বেরিলিয়ামের বিসদৃশ আচরণ (Anomalous behaviour of beryllium from the remaining elements of the group)

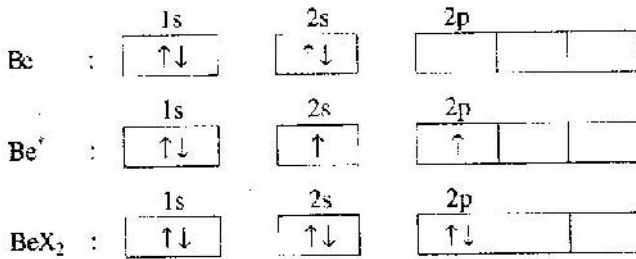
নিম্নলিখিত কারণগুলোর জন্য বেরিলিয়াম তার নিজ গ্রুপের অন্য মৌলগুলো থেকে বিসদৃশ আচরণ দেখায়।

১। বেরিলিয়াম একটি অতি ক্ষুদ্র আকারের পরমাণু হওয়ায় Be^{2+} আয়নের চার্জ-ব্যাসার্ধ অনুপাতের মান খুব উচ্চ হয়। ফ্যাজলপ এর নিয়ম অনুসারে এরূপ আয়ন সমযোজী বন্ধন গঠনের সহায়ক হয়।

২। বেরিলিয়ামের আয়নীকরণ শক্তি এবং ইলেকট্রোনিগেটিভিটির মান তুলনামূলকভাবে অনেক বেশি। ফলে Be^{2+} আয়ন সৃষ্টির জন্য যত শক্তির প্রয়োজন, ল্যাটিস শক্তি বা হাইড্রেশন শক্তি থেকে ততটা শক্তি পাওয়া যায় না। এ কারণে যদিও GrIIA(2) এর অন্য মৌলগুলোর অক্সাইড এবং হাইড্রাইড যৌগগুলো আয়নিক প্রকৃতির হয়, BeF_2 এবং BeO যৌগগুলো সমযোজী প্রকৃতির হয়।

৩। বেরিলিয়াম পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ কক্ষপথটিতে সর্বোচ্চ আটটি ইলেকট্রন থাকতে পারে। Be পরমাণুর শেষ কক্ষপথে একটি s এবং তিনটি p অরবিটাল উপস্থিত থাকে। অতএব বেরিলিয়াম সর্বোচ্চ চারটি ইলেকট্রন-জোড় বন্ধন গঠন করতে পারে এবং অধিকাংশ যৌগে বেরিলিয়ামের সমিবিশেষ সংখ্যা 4 হয়। পরবর্তী মৌলগুলোর বোজর্নী স্তরে s এবং p অরবিটালগুলো ছাড়াও ফাঁকা d অরবিটাল উপস্থিত থাকে। একটি s, তিনটি p এবং দুটি d অরবিটাল ব্যবহার করে এ মৌলগুলো সর্বোচ্চ ছয়টি ইলেকট্রন-জোড় বন্ধন গঠন করতে পারে। ফলে এদের যৌগে ধাতু আয়নের সমিবিশেষ সংখ্যা সাধারণত 6 হয়।

অতএব বেরিলিয়ামের যৌগগুলো সাধারণত সমযোজী প্রকৃতির হয় এবং যৌগে বেরিলিয়ামের সমিবিশেষ সংখ্যা সাধারণত 4 হয়। গ্যাসীয় অবস্থায় BeX_2 (X = হ্যালোজেন) যৌগগুলোর সমিবিশেষ সংখ্যা 2 হয় এবং এরা সরলরেখিক আকৃতিবিশিষ্ট হয়। দুটি সমযোজী বন্ধন গঠনের জন্য বেরিলিয়াম পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস $2s^2$ থেকে $2s^1 2p_1$ এ উন্নীত করতে হয়।

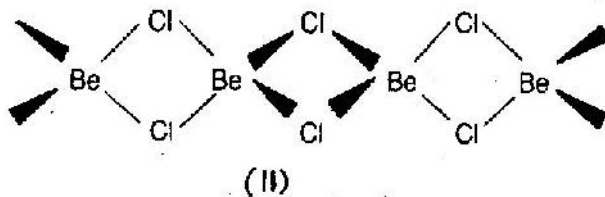
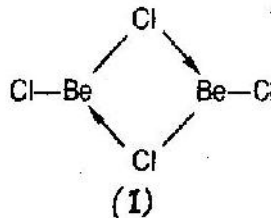


যেজনী স্তরে দুই জোড়া ইলেকট্রন,
সরলরৈখিক অণু

সরলরৈখিক BeX₂ অণুতে বেরিলিয়ামের যোজনী স্তরে দুটি অরবিটাল ফাঁকা থাকে এবং এ যৌগে Be এর সম্মিবেশ সংখ্যা অপূর্ণ থাকে। কঠিন অবস্থায় Be যৌগগুলোর সম্মিবেশ সংখ্যা কোনো কোনো ক্ষেত্রে 3 এবং অধিকাংশ ক্ষেত্রে 4 হয়। কয়েকটি পৃথক পদ্ধতিতে এটি সম্ভব হয় :

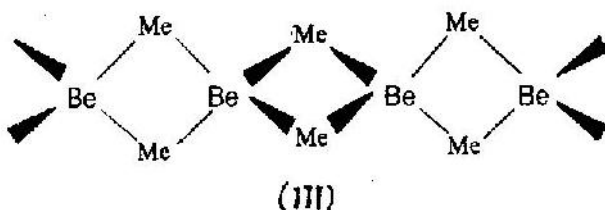
১। এক জোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন সংবলিত দুটি লিগ্যান্ড বেরিলিয়ামের দুটি ফাঁকা অরবিটালের সাথে দুটি সম্মিবেশ বন্ধন গঠন করতে পারে। এভাবে দুটি I⁻ আয়ন BeF₂ এর সাথে যুক্ত হয়ে [BeF₄]²⁻ আয়ন গঠন করে। একইভাবে দুই অণু ডাইইথাইল ইথার BeCl₂ এর সাথে দুটি সম্মিবেশ বন্ধন সৃষ্টি করে যুক্ত হয়ে [BeCl₂(OEt₂)₂] গঠন করে। উভয় ক্ষেত্রে Be এর সম্মিবেশ সংখ্যা 4 হয়।

২। BeX₂ অণুগুলো পলিমারকরণ প্রক্রিয়ায় দীর্ঘ শিকল গঠন করে। উদাহরণ : [BeF₂]_n এবং [BeCl₂]_n। এ যৌগগুলোতে হ্যালোজেন পরমাণুগুলো দুটি বেরিলিয়াম পরমাণুর সাথে সেতু সৃষ্টি করে; প্রতিটি হ্যালোজেন পরমাণু একটি Be পরমাণুর সাথে একটি সমযোজী বন্ধন সৃষ্টি করে এবং একই সাথে আর একটি Be পরমাণুর সাথে নিজের এক জোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন ব্যবহার করে একটি সম্মিবেশ বন্ধন গঠন করে। অতি উচ্চ তাপমাত্রায় যদিও BeCl₂ একটি সরলরৈখিক Cl - Be - Cl অণু হিসেবে অবস্থান করে, অপেক্ষাকৃত কম তাপমাত্রায় এটি কিছু পরিমাণে ডাইমার অণু [BeCl₂]₂ (I) হিসেবে অবস্থান করে (560°C তাপমাত্রায় আনুমানিক 20%) এবং কঠিন অবস্থায় এটি 100% পলিমার অণু [BeCl₂]_n (II) গঠন করে।

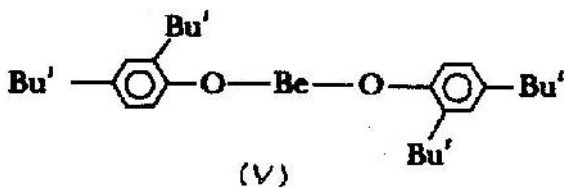
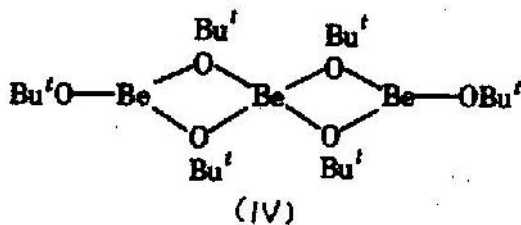


সরলরৈখিক BeCl_2 অণুতে Be এর সন্নিবেশ সংখ্যা 2, $[\text{BeCl}_2]_2$ ডাইমারে Be এর সন্নিবেশ সংখ্যা 3 এর $[\text{BeCl}_2]_n$ পলিমারে Be এর সন্নিবেশ সংখ্যা 4।

৩। $[\text{BeMe}_2]_n$ (III) পলিমারের গঠন $[\text{BeCl}_2]_n$ (II) পলিমারের অনুরূপ, কিন্তু মিথাইল যৌগটিতে প্রতিটি মিথাইল গ্রুপ দুটি বেরিলিয়াম পরমাণুর সাথে $3c-2e$ বন্ধন গঠন করে যুক্ত থাকে।

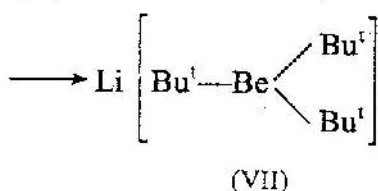
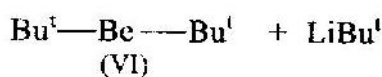


৪। বেরিলিয়াম অ্যালকোক্সাইডগুলোও $[\text{Be}(\text{OR})_2]_n$ পলিমার অণু। এগুলোতে μ_2 -সেতুবন্ধন সৃষ্টিকারী OR গ্রুপ এবং প্রান্তীয় OR গ্রুপ উভয়ই উপস্থিত থাকে। উদাহরণ হিসেবে, $[\text{Be}(\text{OCH}_3)_2]_n$ একটি উচ্চ পলিমার, এটি হাইড্রোকর্ভন দ্রাবকে অদ্রবণীয়। অন্যদিকে *tert*-বিউটাইল গ্রুপযুক্ত $[\text{Be}(\text{O}-t\text{-Bu})_2]_n$ (IV) একটি ট্রাইমার অণু যা হাইড্রোকর্ভন দ্রাবকে দ্রবণীয়। অ্যালকোক্সি গ্রুপটি যদি বৃহৎ আকারের হয় কেবল তাহলেই Be-এর দুই সন্নিবেশ সংখ্যা বিশিষ্ট মনোমার যৌগ পাওয়া যায়। গাঠনিক সংকেত V-এ এরূপ একটি যৌগ দেখানো হয়েছে।



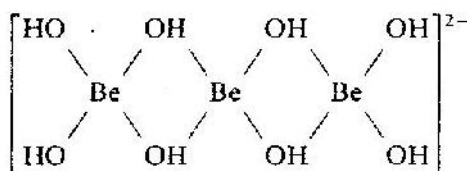
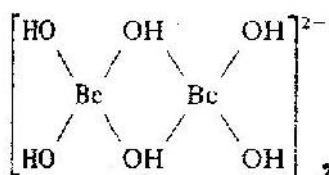
বৃহৎ আকারের জৈব গ্রুপ সংবলিত আর একটি দুই সন্নিবেশ সংখ্যার বেরিলিয়াম যৌগ হলো $[\text{Be}(t\text{-Bu})_2]_n$ (VI)। এটি সাধারণ তাপমাত্রায় পেক্টন দ্রবণে *tert*-বিউটাইল লিথিয়ামের সাথে

বিক্রিয়া করে একটি তিন সন্ধিবিশ সংখ্যার বেরিলিয়াম যৌগ $\text{Li}[\text{Be}(\text{t Bu})_3]$ (VII) উৎপন্ন করে।

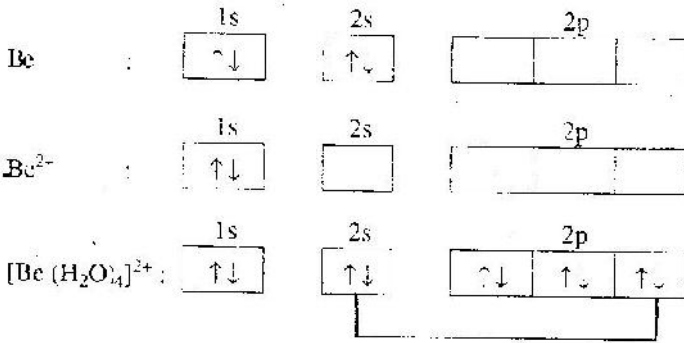


৫ জিংক ব্লেন্ড (ZnS) বিন্যাস অথবা উডজাইট (ZnO) বিন্যাসযুক্ত সমযোজী ল্যাটিস সৃষ্টি করেও কিছু বেরিলিয়াম যৌগ চতুস্তলকীয় চার সন্ধিবিশ সংখ্যা অর্জন করে। উদাহরণ : BeO এবং BeS ।

জলীয় দ্রবণে বেরিলিয়াম লবণগুলো আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়ে বিভিন্ন প্রকার হাইড্রোক্সো জটিল গঠন করে। এদের নিচের মতো পলিমারিক বিন্যাস থাকতে পারে :

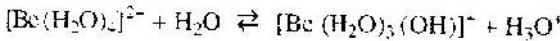


এরূপ দ্রবণগুলোতে কোনো ক্ষার যোগ করলে পলিমার শিকলটি ভেঙে যায় এবং সরল চতুস্তলকীয় বেরাইলেট আয়ন $[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$ পাওয়া যায়। অনেকগুলো বেরিলিয়াম লবণে Be^{2+} আয়নের পরিবর্তে দ্রাবকযুক্ত $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ আয়ন উপস্থিত থাকে। এরূপ কিছু সুস্থি ও আয়নিক যৌগ হলে $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4] \text{SO}_4$, $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4] (\text{NO}_3)_2$ এবং $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4] \text{Cl}_2$ ।



sp^3 হাইব্রিডাইজেশন, চারটি H_2O অণু থেকে চার ভোক্তা ইলেকট্রন দিয়ে চারটি সমিবন্ধন বন্ধন।

জলীয় দ্রবণে বেরিলিয়াম লবণের $[Be(H_2O)_4]^{2+}$ আয়নগুলো আর্দ্র বিশ্লেষণ প্রক্রিয়ায় H_3O^+ আয়ন গঠন করে। এজন্য এদের জলীয় দ্রবণ এসিডীয় হয়। $Be-O$ বন্ধনটি খুব সর্বল হওয়ায় লবণকৃৎ $[Be(H_2O)_4]^{2+}$ আয়নের $O-H$ বন্ধনটি দুর্বল হয়ে পড়ে। অতএব এরূপ আয়নের প্রোটন ত্যাগের একটি প্রবণতা থাকে। প্রাথমিক বিক্রিয়াটি নিচের মতো হতে পারে:



GrIIA(2), এর অন্য ধাতুর লবণগুলো পানির সাথে শক্তিশালী বন্ধন গঠন করে না এবং সে কারণে এর উল্লেখযোগ্য পরিমাণে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয় না।

বেরিলিয়াম লবণগুলোর সাথে সাধারণভাবে চারটির বেশি কেলস পানির অণু যুক্ত হয় না। কারণ বেরিলিয়াম আয়ন Be^{2+} কেবল চারটি পানির সাথে যুক্ত করতে পারে। কিন্তু ম্যাগনেসিয়াম এবং ক্যালসিয়াম লবণগুলোর কেলসে ছয়টি পানির অণু কেলস পানি হিসেবে থাকতে পারে। এ ধাতুগুলোর M^{2+} আয়নের শেষ স্তরে অবস্থিত একটি s অরবিটাল, তিনটি p অরবিটাল এবং দুটি d অরবিটাল ব্যবহার করে ছয়টি পানির অণু M^{2+} আয়নের সাথে ছয়টি সন্ধিবন্ধন বন্ধন গঠনের সুযোগ পায় বলে এদের লবণের কেলসে ছয় অণু কেলস পানি থাকতে পারে। উদাহরণ: $MgCl_2 \cdot 6H_2O$, $CaCl_2 \cdot 6H_2O$

দ্রাব্যতা এবং ল্যাটিস শক্তি (Solubility and lattice energy)

পারমাণবিক ওজন বৃদ্ধির সাথে অধিকাংশ ধাতুর লবণের দ্রাব্যতা কমতে থাকে, যদিও GrIIA(2) এর ফ্লোরাইড এবং হাইড্রোফ্লোরাইডগুলোর দ্রাব্যতায় পারমাণবিক ওজন বৃদ্ধির অনুক্রমে বৃদ্ধি পায়। কঠিন বন্ধন, ল্যাটিস শক্তি এবং আয়নগুলোর হাইড্রেশন শক্তির মানের উপর দ্রাব্যতা নির্ভর করে। ৩.৯ সারণিতে GrIIA(2) যৌগগুলোর ল্যাটিস শক্তির মান দেখানো হয়েছে। GrIIA(1) যৌগগুলোর ল্যাটিস শক্তির তুলনায় GrIIA(2) যৌগগুলোর ল্যাটিস শক্তির মান অনেক বেশি। এ প্রসঙ্গের আয়নগুলোর বর্ধিত চার্জ এবং ক্ষুদ্রতর আকারের জন্য এদের ল্যাটিস শক্তি বেশি হয়। যে কোনো একটি নির্দিষ্ট আয়নায়নের জন্য ল্যাটিস শক্তির মান ধাতুর আকার বৃদ্ধির সাথে কমতে থাকে।

সারণি ৩.৯ : GrIIA(2) এর যৌগগুলোর ল্যাটিস শক্তি (kJ mol⁻¹)।

মৌল (M)	MO	MCO ₃	MF ₂	MI ₂
Mg	- 3923	- 3178	- 2906	- 2292
Ca	- 3517	- 2986	- 2610	- 2058
Sr	- 3312	- 2718	- 2459	
Ba	- 3120	- 2614	- 2367	

হাইড্রেশন শক্তিও ধাতু আয়নের আকার বৃদ্ধির সাথে হ্রাস পায় (সারণি ৩.১০)। কোনো একটি যৌগ দ্রবীভূত হওয়ার জন্য আবশ্যিক শর্ত হলো হাইড্রেশন শক্তির মান অবশ্যই ল্যাটিস

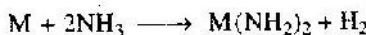
সারণি ৩.১০ : GrIIA(2) আয়নের হাইড্রেশন শক্তি।

M ²⁺ আয়ন	হাইড্রেশন শক্তি (kJ mol ⁻¹)
Bc ²⁺	- 2494
Mg ²⁺	- 1921
Ca ²⁺	- 1577
Sr ²⁺	- 1443
Ba ²⁺	- 1305

শক্তি অপেক্ষা বেশি হবে। GrIIA(2) আয়নগুলোর ক্লোরাইড লবণগুলো বিবেচনা যাক। গ্রুপের নিচের দিক বরাবর M²⁺ আয়নগুলোর আকার বৃদ্ধির কারণে ল্যাটিস শক্তি এবং হাইড্রেশন শক্তি উভয়ের মান হ্রাস পায়। ল্যাটিস শক্তি কমলে দ্রাব্যতা কমে। অতএব ল্যাটিস শক্তি এবং হাইড্রেশন শক্তি পরিবর্তনের প্রভাব পরস্পর বিপরীতমুখী, এ দুই এর মধ্যে যেটি বেশি পরিবর্তিত হয় দ্রাব্যতার উপর সেটির প্রভাবই শেষ পর্যন্ত লক্ষ্য করা যায়। অধিকাংশ যৌগের ক্ষেত্রে গ্রুপের নিচের দিক বরাবর ল্যাটিস শক্তির তুলনায় হাইড্রেশন শক্তি দ্রুত হ্রাস পায়। অতএব ধাতু আয়নের আকার বৃদ্ধি পেলে দ্রাব্যতা কমে যায়। কিন্তু ফ্লোরাইড এবং হাইড্রোআইড যৌগগুলোর ক্ষেত্রে ল্যাটিস শক্তি হাইড্রেশন শক্তি অপেক্ষা দ্রুত কমে, অতএব এদের দ্রাব্যতা ধাতু আয়নের আকার বৃদ্ধির সাথে বাড়তে থাকে।

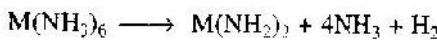
তরল অ্যামোনিয়ায় ধাতুগুলোর দ্রবণ (Solutions of metals in liquid ammonia)

GrIA(1) ধাতুগুলোর মতো GrIIA(2) ধাতুগুলোও তরল অ্যামোনিয়ায় দ্রবীভূত হয়। দ্রবণে দ্রাবকযুক্ত ইলেকট্রন উপস্থিত থাকে বলে লঘু দ্রবণগুলো গাঢ় নীল বর্ণের হয়। এ দ্রবণ ধীরে ধীরে বিয়োজিত হয়ে ধাতব অ্যামাইড এবং হাইড্রোজেন উৎপন্ন করে। অবস্থান্তর ধাতু এবং তাদের যৌগগুলো এরূপ বিয়োজনকে দ্রুত করে।



GrIA(1) ধাতুগুলোর অ্যামোনিয়া দ্রবণকে বাষ্পীভূত করলে ধাতুগুলোকে ফিরে পাওয়া যায়, কিন্তু GrIIA(2) ধাতুগুলোর অ্যামোনিয়া দ্রবণকে বাষ্পীভূত করলে ধাতুগুলোই হেল্লা অ্যামোনিয়টে

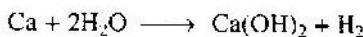
$M(NH_3)_6$ পাওয়া যায়। এক ধীরে ধীরে বিয়োজিত হয়ে ধাতুর অ্যামাইড এবং হাইড্রোজেন উৎপন্ন করে।



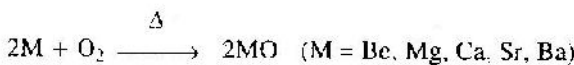
তরল অ্যামোনিয়াতে ধাতুগুলোর গাঢ় দ্রবণে ধাতু ক্লস্টার গঠিত হয় বলে এরূপ দ্রবণ ব্রোঞ্জ বর্ণবিশিষ্ট হয়।

রাসায়নিক ধর্ম (Chemical properties)

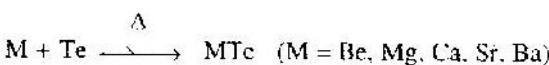
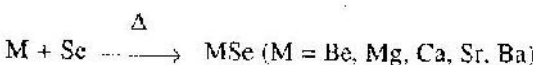
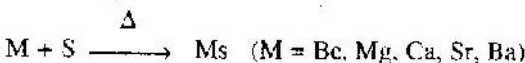
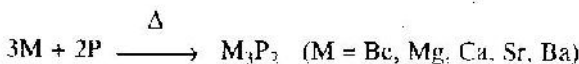
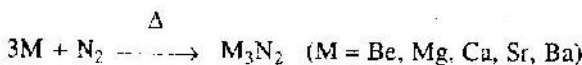
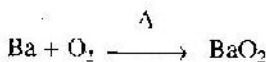
GrIIA(2) ধাতুগুলো অত্যন্ত সক্রিয়, কিন্তু এদের সক্রিয়তা GrIIA(1) ধাতুগুলো থেকে কম। ধাতুগুলোর সক্রিয়তা গ্রুপের নিচের দিক বরাবর বৃদ্ধি পায়। সাধারণ তাপমাত্রায় বেরিলিয়াম অনেকটা নিষ্ক্রিয়। এটি পানি অথবা স্টীমের সাথে লোহিত তপ্ত অবস্থাতেও বিক্রিয়া করে না। ম্যাগনেসিয়াম স্টীমের সাথে ছলে এবং ক্যালসিয়াম, স্ট্রনসিয়াম এবং বেরিয়াম ক্রমান্বয়ে অধিক তেজের সাথে পানিকে বিয়োজিত করে হাইড্রজাইড এবং হাইড্রোজেন উৎপন্ন করে।

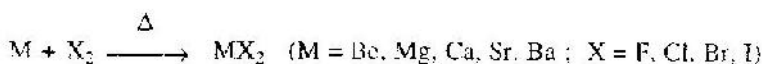


সুবিধাজনক তাপমাত্রায় সবগুলো ধাতু অনেকগুলো অধাতব মৌলের সাথে বিক্রিয়া করে অক্সাইড, নাইট্রাইড, ফসফাইড, সালফাইড, সেলিনাইড, টেলুরাইড এবং হ্যালাইড উৎপন্ন করে। ক্যালসিয়াম, স্ট্রনসিয়াম এবং বেরিয়াম সরাসরি হাইড্রোজেনের সাথে বিক্রিয়া করেও আয়নিক হাইড্রাইড উৎপন্ন করে।

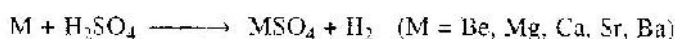
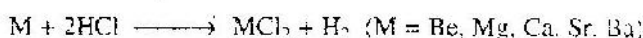


অতিরিক্ত অক্সিজেনের সাথে বেরিয়াম একটি পার-অক্সাইডও উৎপন্ন করে:

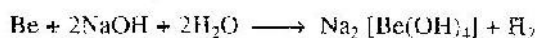




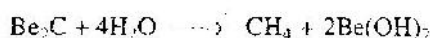
লঘু HCl এবং লঘু H₂SO₄ এর সাথে বিক্রিয়া করে সবগুলো ধাতু লবণ এবং হাইড্রোজেন উৎপন্ন করে।



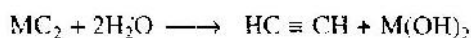
বেরিলিয়াম লঘু ক্ষার দ্রবণ (NaOH, KOH) এর সাথে বিক্রিয়া করে হাইড্রোক্সেন উৎপন্ন করে, কিন্তু এ গ্রুপের অন্য ধাতুগুলো ক্ষার দ্রবণের সাথে বিক্রিয়া করে না।



এসিড এবং ক্ষার উভয় দ্রবণের সাথে বিক্রিয়া বেরিলিয়ামের অ্যামফোটেরিক (amphoteric) প্রকৃতি নির্দেশ করে। অন্য ধাতুগুলো কেবল এসিড দ্রবণের সাথে বিক্রিয়া করে, এরা ক্ষারক ধর্মী। অতএব ক্ষারক ধর্ম গ্রুপের নিচের দিক বরাবর বৃদ্ধি পায়। বেরিলিয়াম উচ্চ তাপমাত্রায় কার্বনের সাথে বিক্রিয়া করে Be₂C উৎপন্ন করে যা পানির সাথে বিক্রিয়া করে মিথেন সৃষ্টি করে।

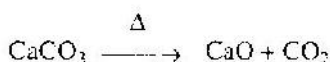


এ গ্রুপের অন্য ধাতুগুলো কার্বনের সাথে বিক্রিয়া করে MC₂ গঠন করে যা পানির সাথে বিক্রিয়া করে অ্যাসিটিলিন সৃষ্টি করে।

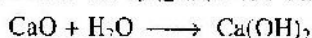


অক্সাইড এবং হাইড্রক্সাইডসমূহ (Oxides and hydroxides)

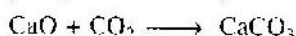
বেরিলিয়াম ধাতু অথবা এর যৌগগুলোকে অক্সিজেনে উত্তপ্ত করে বেরিলিয়াম অক্সাইড পাওয়া যায়। এটি একটি অদ্রবণীয় সাদা কঠিন পদার্থ (গলনাংক 2570°C) এবং সমযোজী যৌগ বলে পানির সাথে বিক্রিয়া করে না। অন্য অক্সাইডগুলো তাদের কার্বোনেট যৌগকে উত্তপ্ত করে পাওয়া যায়। উদাহরণ :



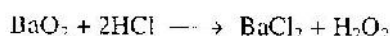
ম্যাগনেসিয়াম অক্সাইড পানির সাথে অতি ধীরে বিক্রিয়া করে, কিন্তু অন্য অক্সাইডগুলো পানির সাথে প্রচণ্ড বিক্রিয়া করে হাইড্রক্সাইড গঠন করে।



পানিতে Mg(OH)_2 এর দ্রাব্যতা খুব কম কিন্তু অন্য হাইড্রক্সাইডগুলো পানিতে দ্রবীয় এবং এদের দ্রাব্যতা গ্রুপের নিচের দিকে বৃদ্ধি পায়। Be(OH)_2 উভধর্মী, Mg(OH)_2 একটি দুর্বল ক্ষারক এবং অন্য হাইড্রক্সাইডগুলো তীব্র ক্ষারক। Mg , Ca , Sr এবং Ba এর অক্সাইড এবং হাইড্রক্সাইডগুলো কার্বন-ডাইঅক্সাইডের সাথে বিক্রিয়া করে।



স্বাভাবিক অক্সাইড (MO) ছাড়াও এ গ্রুপের ধাতুগুলো পরঅক্সাইড গঠন করে (বাতিক্রম : বেরিলিয়াম কেনো পারঅক্সাইড গঠন করে না)। ধাতু আয়নের আকার বৃদ্ধির সাথে পারঅক্সাইড গঠন সহজতর হয়। BaO -কে অক্সিজেনের সাথে 500°C তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করে BaO_2 প্রস্তুত করা যায়। একই পদ্ধতিতে SrO প্রস্তুত করা যায়, কিন্তু এ ক্ষেত্রে অক্সিজেনের উচ্চ চাপ প্রয়োজন। এ পদ্ধতিতে CaO প্রস্তুত করা যায় না, কিন্তু Ca(OH)_2 -কে H_2O_2 -সহ উত্তপ্ত করে এবং সাবধানে পানি মুক্ত করে এটি প্রস্তুত করা যায়। অনুরূপ পদ্ধতি অবলম্বন করে আরও MgO_2 প্রস্তুত করা যায়, কিন্তু বিয়োজন না ঘটিয়ে এ থেকে পানি মুক্ত করা যায় না। স্বাভাবিক অক্সাইডগুলোর মতো পারঅক্সাইডগুলোও সাধা আয়নিক কঠিন পদার্থ, এগুলোতে $[\text{O}-\text{O}]^{2-}$ আয়ন উপস্থিত থাকে। লব্ধ এসিড দ্রবণের সাথে পরঅক্সাইডগুলো বিক্রিয়া করে হাইড্রোজেন পারঅক্সাইড উৎপন্ন করে।

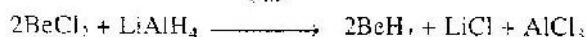


দুঃশ্বেদ প্রস্তুত করার জন্য আরও ম্যাগনেসিয়াম পরঅক্সাইড ব্যবহার করা হয়।

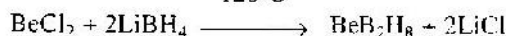
হাইড্রাইডসমূহ (Hydrides)

Mg , Ca , Sr এবং Ba প্রত্যেকেই হাইড্রোজেনের সাথে বিক্রিয়া করে হাইড্রাইড MH_2 উৎপন্ন করে। BeH_2 কম স্থিতি এবং এটি প্রস্তুত করা কঠিন। BeCl_2 -কে ইথার দ্রবণে $\text{Li[AlH}_4]$ দ্বারা বিজারণ করে এটি প্রস্তুত করা যায়। কিন্তু এর মধ্যে বিভিন্ন পরিমাণে ইথার অণু যুক্ত থাকে। বিশুদ্ধ BeH_2 প্রস্তুত করার জন্য প্রথমে BeCl_2 -কে $\text{Li[BH}_4]$ সহ উত্তপ্ত করে BeB_2H_8 উৎপন্ন করা হয় এবং পরে একে একটি অধিক নলে 180°C তাপমাত্রায় PPh_3 এর সাথে উত্তপ্ত করে এ থেকে BH_3 মুক্ত করা হয়।

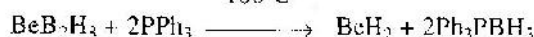
ইথার



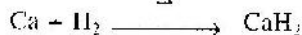
120°C



180°C



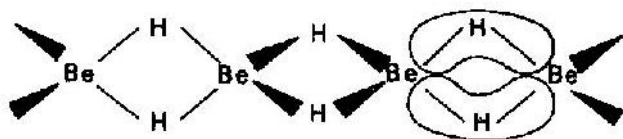
A



সবগুলো হাইড্রাইড যৌগ বিজারক পদার্থ, পানি এবং লঘু এসিড দ্রবণের সাথে বিক্রিয়া করে এরা H_2 উৎপন্ন করে।

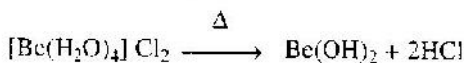


CaH_2 , SrH_2 এবং BaH_2 আয়নিক যৌগ এবং এগুলোতে H^- আয়ন উপস্থিত থাকে। বেরিলিয়াম এবং ম্যাগনেসিয়াম হাইড্রাইড উভয়েই সমযোজী পদার্থের অণু। $[BeH_2]_n$ শিকলে প্রতিটি H পরমাণু দুটি বেরিলিয়াম পরমাণুর সাথে $3c - 2e$ বন্ধন গঠন করে সেতু সৃষ্টি করে।

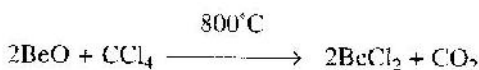
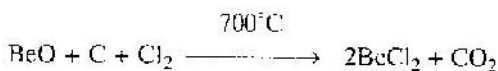
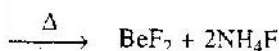
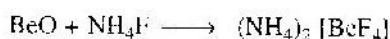


হ্যালাইডসমূহ (Halides)

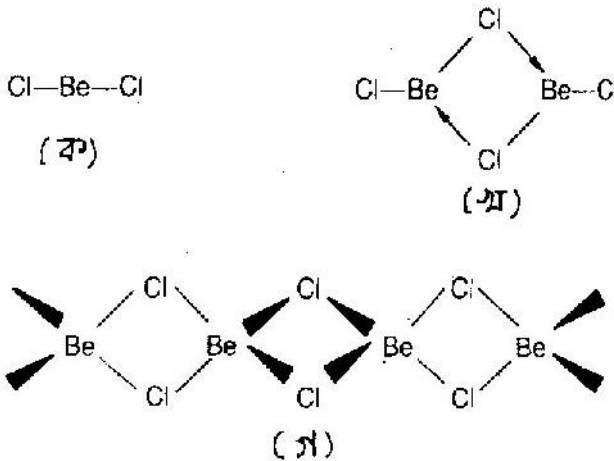
ধাতুগুলোকে সরাসরি হ্যালোজেনের সাথে উত্তপ্ত করে অথবা ধাতু বা ধাতুর কার্বোনেট লবণকে হ্যালোজেন এসিডের সাথে বিক্রিয়া করে হ্যালাইড যৌগ MX_2 প্রস্তুত করা যায়। বেরিলিয়াম হ্যালাইড BeX_2 যৌগগুলো সমযোজী, এরা বাতাস থেকে জলীয় বাষ্প শোষণ করে এবং অর্ধ বিশ্লেষণ ঘটিয়ে ধোঁয়া সৃষ্টি করে। এরা উর্ধ্বপাতিত হয় এবং বিদ্যুতের অপরিবাহী। জলীয় দ্রবণে বিক্রিয়া করে অনর্ধ বেরিলিয়াম হ্যালাইড প্রস্তুত করা যায় না, কারণ পানিযুক্ত আয়ন $[Be(H_2O)_4]^{2+}$ গঠিত হয়। উদাহরণ : $[Be(H_2O)_4]Cl_2$ এবং $[Be(H_2O)_4]F_2$ এরূপ যৌগ থেকে তাপ প্রয়োগ করে পানি মুক্ত করা যায় না, কারণ অর্ধ বিশ্লেষণ ঘটে



নিচের বিক্রিয়াগুলো দ্বারা অনর্ধ BeX_2 যৌগ প্রস্তুত করা যায় :



বেরিলিয়ামের অনর্ধ হ্যালাইডগুলো পলিমার যৌগ। গ্যাসীয় অবস্থায় বেরিলিয়াম ফ্লোরাইডে মনোমার অণু BeCl_2 এবং ডাইমার অণু $[\text{BeCl}_2]_2$ উপস্থিত থাকে কিন্তু কঠিন অবস্থায় এটি একটি পলিমার। এ পলিমার শিকলে প্রতিটি Cl পরমাণু একটি Be পরমাণুর সাথে একটি সমযোজী বন্ধন গঠন করে এবং আর একটি Be পরমাণুর সাথে নিজের এক জোড়া ইলেকট্রন দিয়ে একটি সন্নিবেশ বন্ধন গঠন করে। Be পরমাণুগুলো চারটি Cl পরমাণু দ্বারা চতুঃকোণীয়ভাবে পরিবেষ্টিত হয়।



চিত্র ৩.১ : (ক) BeCl_2 , (খ) $[\text{BeCl}_2]_2$, (গ) $[\text{BeCl}_2]_n$ এর গঠনিক কাঠামো।

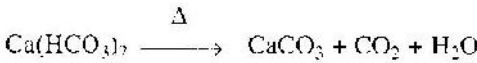
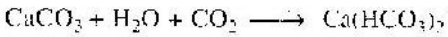
পানিতে বেরিলিয়াম ফ্লোরাইড অত্যন্ত দ্রবণীয়। Be^{2+} আয়নের উচ্চ হাইড্রেশন শক্তির কারণে এটি দ্রবণে $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ আয়ন গঠন করে। অন্য ধাতুর ফ্লোরাইড যৌগগুলো পানিতে প্রায় অদ্রবণীয়। এরা উচ্চ গলনাংকবিশিষ্ট আয়নিক যৌগ। স্পেকট্রোফটোমিটারের প্রিজম এবং সেল দরজা (cell windows) প্রস্তুতের জন্য CaF_2 ব্যবহার করা হয়।

Mg, Ca, Sr এবং Ba এর ফ্লোরাইড, ব্রোমাইড এবং আয়োডাইড যৌগগুলো আয়নিক প্রকৃতিবিশিষ্ট। ফ্লোরাইডগুলোর তুলনায় এদের গলনাংকের মান নিম্ন এবং এরা সহজে পানিতে দ্রবীভূত হয়।

অক্সো-এসিডের লবণসমূহ (Salts of Oxo-acids)

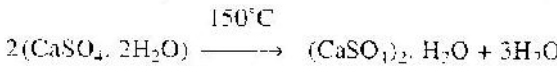
সবগুলো ধাতু অক্সোলবণ গঠন করে। Mg এবং Ca এর অক্সো লবণগুলো প্রায়শ আর্দ্র হয়। প্রায় সবগুলো ধাতুর কার্বোনেট পানিতে অদ্রবণীয়। পাকস্থলীতে নিঃসৃত অতিরিক্ত এসিড শেষ করা জন্য MgCO_3 ব্যবহার করা হয়। CaCO_3 সলভে পদ্ধতিতে Na_2CO_3 প্রস্তুতের একটি প্রধান কাচামাল। সিমেন্ট প্রস্তুতের জন্যও এটি ব্যবহার করা হয়। CaCO_3 এর অন্যান্য প্রধান ব্যবহার

ধূলাে চুন এবং কচ প্রস্তুতিতে। বৃষ্টির পানি এবং বাতাসের CO_2 এর সাথে ধীরে ধীরে বিক্রিয়া করে CaCO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ -এ পরিণত হয় এবং পানিতে দ্রবীভূত হয়। পানির কাঠিন্যের একটি প্রধান কারণ এতে দ্রবীভূত $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ এর উপস্থিতি। উত্তপ্ত করলে $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ পুনরায় CaCO_3 -এ পরিণত হয়



ম্যাগনেসিয়াম সালফেটকে এপসম লবণ, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, হিসেবে পাওয়া যায়। এটি পানিতে মুক্তভাবে দ্রবীভূত হয়। কোষ্ঠ পরিষ্কারের ওষুধ এবং অন্যান্য ওষুধ প্রস্তুতের জন্য এটি ব্যবহৃত হয়।

ক্যালসিয়াম সালফেটকে অ্যানহাইড্রাইট CaSO_4 এবং জিপসাম $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ হিসেবে পাওয়া যায়। অনুমানিক 150°C তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করলে জিপসাম থেকে ৩৯-৮৩% পানি মুক্ত হয় এবং প্লাস্টার-অব-প্যারিস $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ পাওয়া যায়।



পানি যোগ করলে প্লাস্টার-অব-প্যারিস কত জমট বাঁধে, এর মাত্রা কত কিছু বৃদ্ধি পায় এবং এ পদ্ধতিতে তাপ উৎপন্ন হয়। প্লাস্টারের ছাঁচ প্রস্তুতিতে এবং শন্য চিকিৎসায় কোনো আঘাতপ্রাপ্ত অঙ্গকে অনড়ভাবে রাখার জন্য প্লাস্টার অব-প্যারিস ব্যবহার করা হয়। Sr, Ba এবং Ra এর সালফেট লবণগুলো অদ্রবণীয় এবং এরা অনর্দ কেলস গঠন করে। BaSO_4 X-রশ্মির জন্য অদ্রবণীয়। পাকস্থলীর ছায়া সৃষ্টির জন্য একে “বেরিয়াম মিল” (barium meals) হিসেবে ব্যবহার করে X-রশ্মির দ্বারা পাকস্থলীর চিত্র নেয়া হয়।

অ্যাজাইড, হাইড্রাজাইড এবং কার্বোনেট লবণগুলোকে লব্ধ HNO_3 এর সাথে বিক্রিয়া করে নাইট্রেট লবণ প্রস্তুত করা যায়। $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ -কে একটি নাইট্রেজেনযুক্ত সার হিসেবে কৃষি জমিতে ব্যবহার করা হয়।

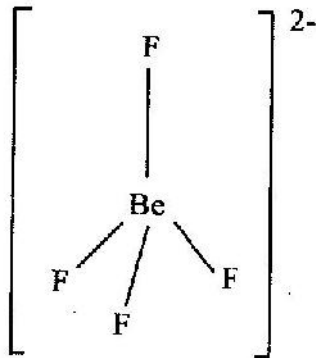
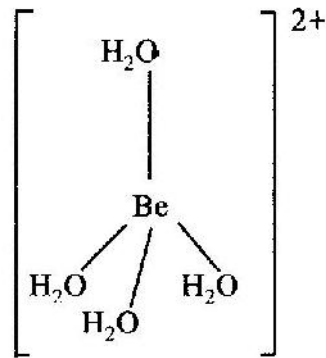
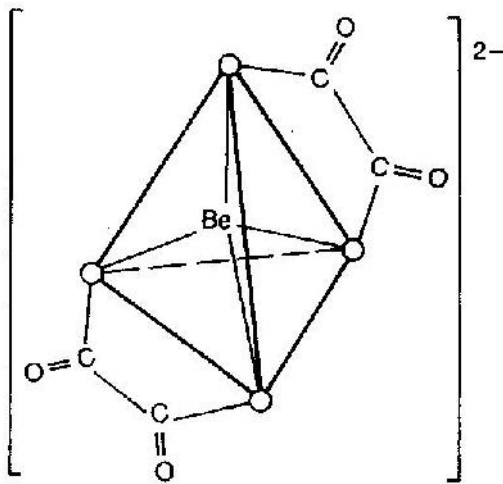
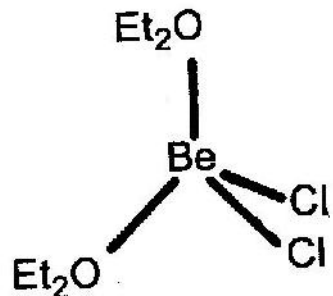
ম্যাগনেসিয়াম পারক্লোরেট একটি উত্তম শুষ্কীকরণ পদার্থ হিসেবে ব্যবহৃত হয়।

জটিল যৌগসমূহ (Complexes)

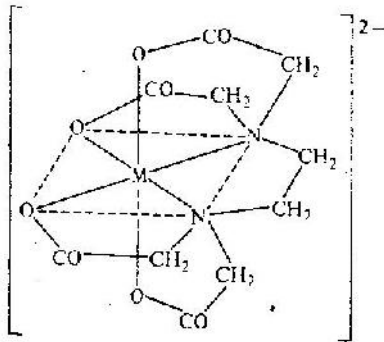
জটিল যৌগ গঠনের জন্য $\text{GrIIA}(2)$ ধাতু আয়নগুলোর ক্ষমতা খুব বেশি নয়। জটিল গঠনের জন্য ধাতু আয়নের ক্ষুদ্র আকার, বৃহৎ চার্জ এবং নিম্ন শক্তির ফাঁকা অরবিটাল থাকা আবশ্যিক। এ গ্রুপের সবগুলো মৌল M^{2+} আয়ন গঠন করে এবং এ আয়নগুলো $\text{GrIA}(1)$ এর অনুরূপ আয়নগুলো থেকে আকার ছোট। অতএব $\text{GrIIA}(2)$ আয়নগুলোর জটিল গঠনের ক্ষমতা

GrIA(1) আয়নগুলো থেকে বেশি। এ গ্রুপের সবগুলো আয়নের মধ্যে Be^{2+} আয়নের আকার ক্ষুদ্রতম। ফলে বেরিলিয়াম অনেকগুলো জটিল যৌগ গঠন করে অন্য আয়নগুলোর মধ্যে Ca^{2+} এবং Mg^{2+} এর জটিল গঠনের প্রবণতা উল্লেখযোগ্য।

বেরিলিয়ামের শেষস্তরে চারটি অরবিটাল (একটি s এবং তিনটি p অরবিটাল) থাকে। ফলে Be^{2+} আয়নের সাথে চারটি সমন্বিত বন্ধন সৃষ্টি হতে পারে। sp^3 হাইব্রিডাইজেশন ঘটিয়ে Be^{2+} আয়নের অরবিটালগুলো চতুস্তলকীয়ভাবে বিন্যস্ত হয়। ফলে বেরিলিয়ামের জটিলগুলোর অকৃতি চতুস্তলকীয় হয়। নিচে কয়েকটি বেরিলিয়াম জটিলের উদাহরণ দেওয়া হলো।

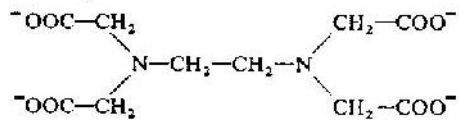

 $[\text{BeF}_4]^{2-}$

 $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$

 $[\text{Be}(\text{C}_2\text{O}_4)_2]^{2-}$

 $[\text{BeCl}_2(\text{OEt})_2]$

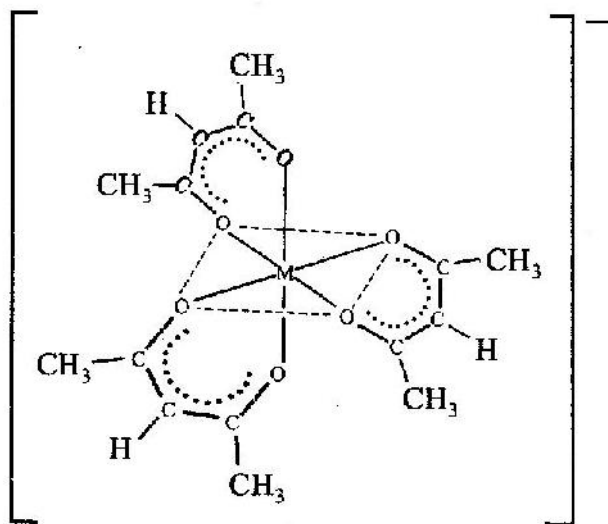
ম্যাগনেসিয়াম এবং ক্যালসিয়াম আয়ন তাদের শেষ কক্ষপথের একটি s , তিনটি p এবং দুটি d অরবিটাল ব্যবহার করে ছয়টি সন্নিবেশ বন্ধন করতে পারে। একন্য এদের জটিলে ধাতব আয়নের সন্নিবেশ সংখ্যা ৬ হয়। সন্নিবেশ বন্ধন সৃষ্টির জন্য ধাতব আয়নের অরবিটালগুলোর sp^3d^2 হাইব্রিডাইজেশন ঘটে। ফলে জটিলগুলোর আকৃতি অষ্টতলকীয় হয়। নিচে ক্যালসিয়াম এবং ম্যাগনেসিয়ামের কয়েকটি উদাহরণ দেওয়া হয়েছে। ক্রমতঃ ব্যাতিক্রম ছাড়া Ca এবং Mg এর সকল জটিলেই অক্সিজেন দাতা (oxygen donor) গ্রুপগুলোই লিগ্যান্ড হিসেবে কাজ করে।



$M = Mg, Ca :$

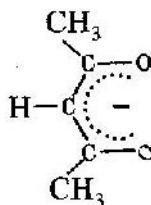
EDTA =





$[M(acac)_3]$

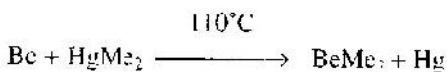
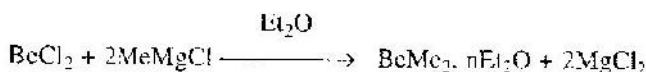
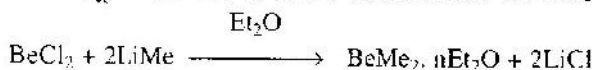
M = Mg, Ca ; acac =



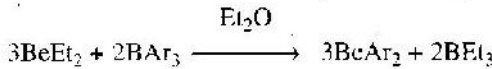
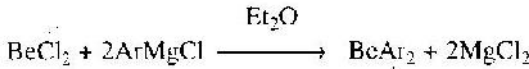
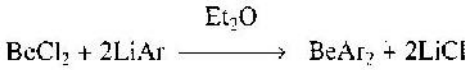
জৈবধাতব যৌগসমূহ (Organometallic complexes)

Be এবং Mg উভয়েই যথেষ্ট সংখ্যক M - C বন্ধনযুক্ত যৌগ গঠন করে, কিন্তু Ca, Sr এবং Ba এর ক্ষেত্রে এরূপ যৌগের সংখ্যা খুবই কম।

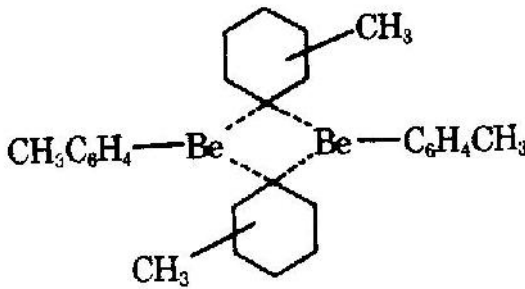
বেরিলিয়াম : ইহার দ্রবণে $BaCl_2$ এর সাথে লিথিয়াম অ্যালকাইল অথবা গ্রিগনার্ড বিকারকের বিক্রিয়া করে বেরিলিয়াম ডাইঅ্যালকাইলসমূহ (BeR_2 , R = Me, Et, Prⁿ, Prⁱ, Buⁱ ইত্যাদি) প্রস্তুত করা যায়, কিন্তু উৎপন্ন যৌগগুলো থেকে ইথার মুক্ত করা খুব কঠিন এবং যদি দ্রবণের পরিবর্তে বিশুদ্ধ যৌগ প্রয়োজন হয় তাহলে এগুলো প্রস্তুতের অপেক্ষাকৃত সহজ উপায় হলো বেরিলিয়াম ধাতুকে সঠিক ডাইঅ্যালকাইল মারকারি যৌগের সাথে উত্তপ্ত করা।



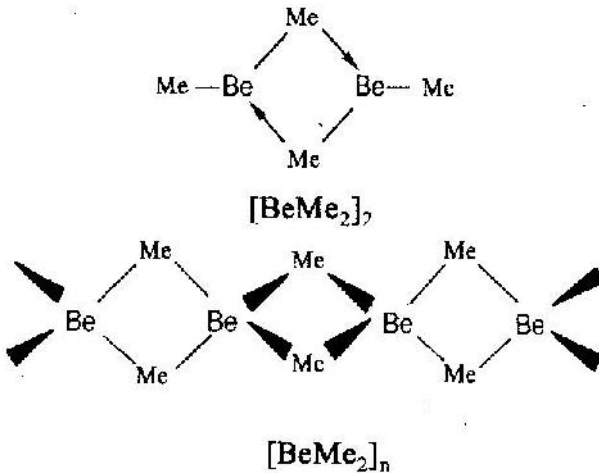
একই পদ্ধতিতে বেরিলিয়াম ডাইঅ্যারাইল যৌগগুলোও প্রস্তুত করা যায়। তবে বেরিলিয়াম ডাইঅ্যারাইল, BeAr_2 , প্রস্তুতের একটি সুন্দর পদ্ধতি হলো ডাইইথাইল বেরিলিয়ামের সাথে বোরন ট্রাইঅ্যারাইলের বিক্রিয়া।



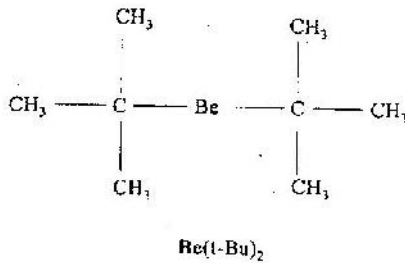
অর্থাৎ এবং মেটা-টলইল যৌগগুলো ডাইমার অবস্থায় থাকে :



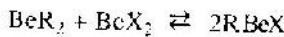
বেরিলিয়াম ডাইঅ্যালকাইল যৌগগুলো বর্ণহীন কঠিন অথবা সাদা তরল পদার্থ; এরা বাতাসের সংস্পর্শে জলে উঠে এবং পানির দ্বারা দ্রুত আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়। গ্যাসীয় অবস্থায় BeMe_2 একটি ডাইমার কিন্তু কঠিন অবস্থায় এটি একটি পলিমার। শিকল গঠনের জন্য মিথাইল গ্রুপগুলো দুটি



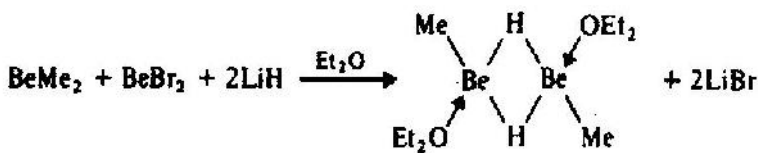
বেরিলিয়াম পরমাণুকে $3e^-$ $2e^-$ বন্ধনের মাধ্যমে যুক্ত করে। উক্তের অ্যালকাইল যৌগগুলোতে পলিমার শিকলের দৈর্ঘ্য ক্রমশ ছোট হয় এবং টারসিয়ারি বিউটাইল যৌগটি সকল অবস্থাতেই মনোমার হিসেবে অবস্থান করে।



বেরিলিয়াম ডাইঅ্যালকাইল পলিমারগুলো সকল লিগ্যান্ডের সাথে বিক্রিয়া করে মনোমারিক যুগ্ম যৌগ গঠন করে উদাহরণ : $[\text{BeMe}_2(\text{PMe}_2)_2]$ । দ্রবণে তইঅ্যালকাইল যৌগগুলো ডাইহালাইড যৌগের সাথে দ্রুত নিচের মতো বিনিময় বিক্রিয়া ঘটায় :

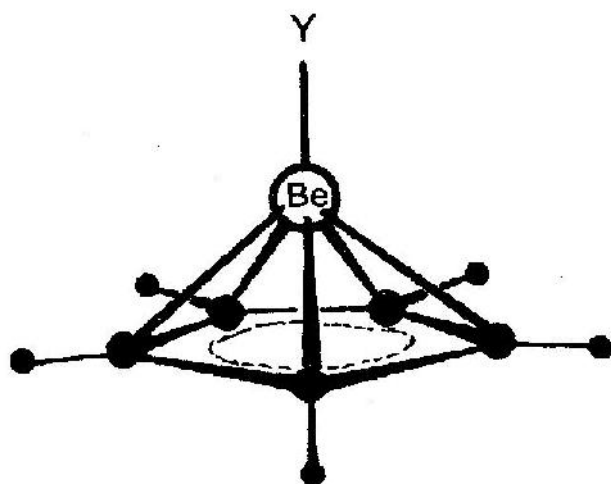


BeR_2 এর উপস্থিতিতে BeBr_2 -কে LiH দ্বারা বিজারিত করলে অ্যালকাইলবেরিলিয়াম হাইড্রাইড পাওয়া যায়।



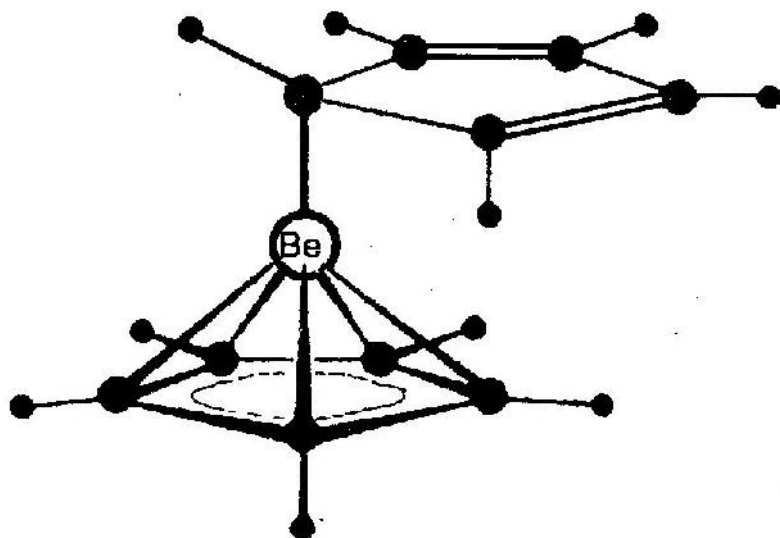
বেরিলিয়াম অনেকগুলো সাইক্লোপেন্টাডাইইনাইল যৌগ গঠন করে যোগুলোর গাঠনিক বিন্যাস বেরিলিয়ামের ধ্রুণ আকৃতির কারণে প্রচলিত গাঠনিক বিন্যাসগুলো থেকে আলাদা ধরনের হয়। $[\eta^1-\text{C}_5\text{H}_5] \text{BeY}$ ($\text{Y} = \text{H}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{CH}_3-, \text{HC}\equiv\text{C}-$) যৌগগুলোতে সাইক্লোপেন্টাডাইইনাইল গ্রুপটির সবগুলো কার্বন পরমাণু প্রতিসমভাবে বেরিলিয়ামের সাথে যুক্ত থাকে (চিত্র ৩-২)।

বিসু(সাইক্লোপেন্টাডাইইনাইল) বেরিলিয়াম, $[\text{Be}(\eta^1-\text{C}_5\text{H}_5)(\eta^5-\text{C}_5\text{H}_5)]$, যৌগটির গঠন খুবই কৌতূহলেপীক। এতে একটি সাইক্লোপেন্টাডাইইনাইল গ্রুপ বেরিলিয়াম পরমাণুর সাথে



চিত্র ৩.২ : $[Be(C_6H_5)_5Y]$ যৌগগুলোর গঠনিক কাঠামো।

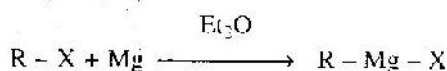
প্রতিসমভাবে পাঁচটি কার্বন পরমাণু দ্বারা যুক্ত থাকে, কিন্তু অন্য সাইক্লোপেন্টাডাইইনাইল গ্রুপটি কেবল একটি কার্বন পরমাণু দ্বারা অপ্রতিসমভাবে বেরিলিয়ামের সাথে যুক্ত হয় (চিত্র ৩-৩)।



চিত্র ৩.৩ : $[Be(\eta^1-C_6H_5)(\eta^5-C_6H_5)]$ এর গঠনিক কাঠামো।

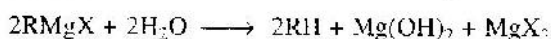
ম্যাগনেসিয়াম : জৈব ম্যাগনেসিয়াম যৌগগুলো প্রধানত দুই প্রকার : গ্ৰিগনার্ড বিকারক, $RMgX$ এবং ডাইআলাকইল বা ডাইঅ্যারাইল ম্যাগনেসিয়াম, MgR_2 ($R =$ অ্যালকাইল অথবা অ্যারাইল গ্রুপ)।

ইথার দ্রবণে অ্যালকাইল বা অ্যারাইল হ্যালাইডের সাথে ধাতব ম্যাগনেসিয়ামের বিক্রিয়া করে গ্ৰিগনার্ড বিকারকসমূহ প্রস্তুত করা যায় :

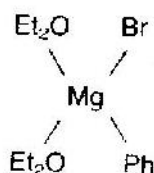
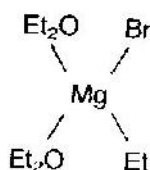


সবগুলো গ্ৰিগনার্ড বিকারক সক্রিয় পদার্থ। অয়োডাইডগুলোর সক্রিয়তা সবচেয়ে বেশি এবং ক্লোরাইডগুলোর সক্রিয়তা সবচেয়ে কম সাধারণভাবে অ্যালকাইল গ্ৰিগনার্ড যৌগগুলো অ্যারাইল গ্ৰিগনার্ড যৌগগুলো থেকে বেশি সক্রিয় হয়।

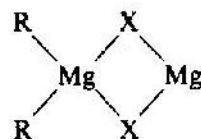
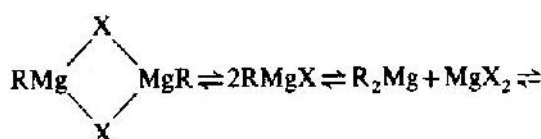
পানি মিশালে সবগুলো গ্ৰিগনার্ড বিকারক দ্রুত আর বিস্ফোঁষিত হয় এবং খুব হাইড্রোকার্বন যৌগটি পাওয়া যায়।



গ্ৰিগনার্ড বিকারকগুলোকে কখনো প্রস্তুত করে দীর্ঘ সময়ের জন্য সংরক্ষণ করা হয় না, যখন প্রয়োজন হয় তখন এগুলো প্রস্তুত করে নেয়া হয়। দ্রবণ থেকে কখনো বিকারককে পৃথক করা হয় না, সরাসরি দ্রবণকেই ব্যবহার করা হয়। এরা সর্বদাই দ্রবণশূন্য অবস্থায় থাকে অথবা পলিমার হিসেবে অবস্থান করে। দ্রবণে একাধিক পৃথক সংযুক্তিতে এদেরকে পাওয়া যায় যা দ্রবণের ঘনমাত্রা এবং দ্রবকের প্রকৃতির উপর নির্ভর করে। কেলসিড অবস্থায় $C_6H_5MgBr \cdot 2Et_2O$ এবং $C_2H_5MgBr \cdot 2Et_2O$ যৌগ দুটিতে ম্যাগনেসিয়াম পরমাণু C, Br এবং ইথারের দুটি O পরমাণু দ্বারা চতুস্তলকীয়ভাবে পরিবেষ্টিত থাকে।

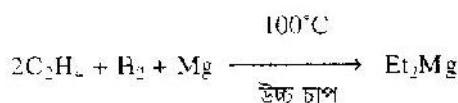
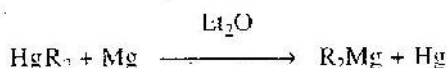
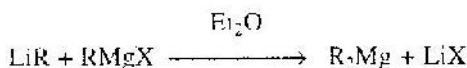


গ্ৰিগনার্ড বিকারকের দ্রবণে নিম্নলিখিত রাসায়নিক সম্য সচল অবস্থায় বিভক্ত করে :

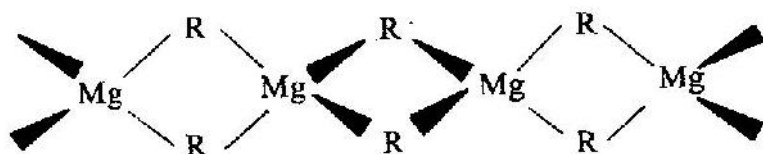


দ্রবণে সাম্যের অবস্থান দ্রবণের ঘনমাত্রা, তাপমাত্রা এবং দ্রবকের প্রকৃতি দ্বারা নির্ধারিত হয়। রাবকশূন্য $RMgX$ বিকারক পৃথক করা এখন পর্যন্ত সম্ভব হয় নাই। বিভিন্ন প্রকার জৈব এবং জৈবধাতব যৌগ সংশ্লেষণের জন্য গ্ৰিগনার্ড বিকারক বহুল পরিমাণে ব্যবহৃত হয়।

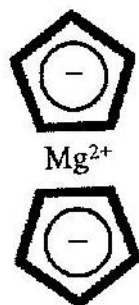
ল্যাবরেটরিতে RMgX বিকারকের সাথে LiR দ্রবণের বিক্রিয়া করে অথবা HgR_2 এর সাথে Mg উত্তপ্ত করে R_2Mg যৌগগুলো প্রস্তুত করা হয়। শিল্পক্ষেত্রে অ্যালকিন, ম্যাগনেসিয়াম এবং হাইড্রোজেনকে উচ্চ চাপে 100°C তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করে R_2Mg যৌগ প্রস্তুত করা হয়।



$[\text{Mg}(\text{CH}_3)_2]$ এবং $[\text{Mg}(\text{C}_2\text{H}_5)_2]$ উভয়েই $[\text{Be}(\text{CH}_3)_2]$ এর অনুরূপ পলিমার গঠন থাকে, পলিমার শিকলে অ্যালকাইল গ্রুপগুলো দু'টি ম্যাগনেসিয়াম পরমাণুর সাথে $3c-2e$ বন্ধন গঠন করে সেতু সৃষ্টি করে এবং ম্যাগনেসিয়াম পরমাণু চারটি অ্যালকাইল গ্রুপ দ্বারা চতুস্তলকীয়ভাবে পরিবেষ্টিত হয় :

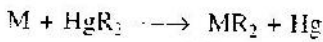


উত্তপ্ত ম্যাগনেসিয়ামের সাথে সাইক্লোপেন্টাডাইইন বাষ্পের বিক্রিয়া করে বিস(সাইক্লোপেন্টাডাইইন)ম্যাগনেসিয়াম, $[(\text{C}_5\text{H}_5)_2\text{Mg}]$, প্রস্তুত করা যায়। এটি একটি আয়নিক যৌগ এবং ফেরোসিনের মতো এর একটি 'স্যান্ডউইচ' কঠনে রয়েছে।

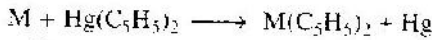


ক্যালসিয়াম, স্ট্রনসিয়াম এবং বেরিয়াম : Ca, Sr এবং Ba এর জৈবধাতব যৌগগুলো ম্যাগনেসিয়ামের অনুরূপ যৌগগুলোর তুলনায় অনেক বেশি সক্রিয় এবং এগুলো সম্পর্কে খুব বেশি

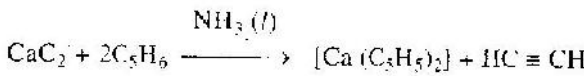
বিন্দু জ্বালা যায়নি এদের ব্যবহারিক প্রয়োগও খুব কম। এদের ডাইঅ্যালকাইল এবং ডাইঅ্যারাইল যৌগগুলো, MR_2 , ধাতু এবং HgR_2 এর বিক্রিয়া থেকে প্রস্তুত করা যায় :



ধাতু এবং $[Hg(C_5H_5)_2]$ এর বিক্রিয়া থেকে $[M(C_5H_5)_2]$ ($M = Ca, Sr$) যৌগগুলোও প্রস্তুত করা যায় :



তরল অ্যামোনিয়ামে CaC_2 এবং সাইক্লোপেন্টাডাইইনের বিক্রিয়া করেও $[Ca(C_5H_5)_2]$ যৌগ প্রস্তুত করা যায় :



বেরিলিয়াম এবং অ্যালুমিনিয়ামের কর্ণ সম্পর্ক (Diagonal relationship between beryllium and aluminium)

নিজের গ্রুপের মৌলগুলোর সাথে বেরিলিয়ামের ধর্মের অনেক পার্থক্য এবং পরবর্তী গ্রুপের মৌল অ্যালুমিনিয়ামের সাথে এর ধর্মের অনেক মিল পাওয়া যায়। বেরিলিয়াম ও অ্যালুমিনিয়ামের মধ্যে এরূপ সম্পর্ককে কর্ণ সম্পর্ক বলা হয়। বেরিলিয়ামের সাথে অ্যালুমিনিয়ামের কর্ণ সম্পর্ক নিচে উল্লেখ করা হয়েছে।

(১) বেরিলিয়ামের আকার খুব ছোট এবং এর চার্জ ঘনত্ব খুব বেশি। সেজন্য ফ্যাজেন্ডের নিয়ম অনুসারে এর সমযোজী বন্ধন গঠনের প্রবণতা খুব বেশি হয়। সমযোজী প্রকৃতি থাকার কারণে বেরিলিয়ামের যৌগগুলোর গলনাঙ্ক নিম্ন মানবিশিষ্ট হয়। সবগুলো বেরিলিয়াম হ্যালাইড জৈব দ্রাবকে দ্রবীভূত হয় এবং জলীয় দ্রবণে অর্ধ বিশ্লেষিত হয়। অ্যালুমিনিয়ামের হ্যালাইডগুলোও জৈব দ্রাবকে দ্রবণীয় এবং পানি দ্বারা অর্ধ বিশ্লেষিত হয়।

(২) অ্যালুমিনিয়াম হাইড্রাইডের মতো বেরিলিয়াম হাইড্রাইডও ইলেকট্রন ঘাটতি পলিমার যৌগ যার মধ্যে 3c 2e বন্ধন উপস্থিত থাকে।

(৩) বেরিলিয়াম হ্যালাইডগুলো হ্যালোজেন সেতুর মাধ্যমে পলিমার শিকল গঠন করে। $BeCl_2$ এর লম্বা শিকল গঠিত হয় আবার এটি ডাইমার হিসেবেও অস্তিত্ব করে। $AlCl_3$ ও ডাইমার গঠন করে অলঙ্ঘন করে।

(৪) নিজের গ্রুপের মতো না হয়ে বেরিলিয়াম অ্যালুমিনিয়ামের মতো অনেকগুলো জটিল যৌগ গঠন করে।

(৫) Be উভধর্মী মৌল। এটি NaOH এর সাথে বিক্রিয়া করে সোডিয়াম বেরইলেট এবং হাইড্রোজেন উৎপন্ন করে। Al এর সাথে NaOH এর বিক্রিয়া থেকেও সোডিয়াম অ্যালুমিনেট এবং হাইড্রোজেন পাওয়া যায়।

(৬) $Al(OH)_3$ এর মতো $Be(OH)_2$ একটি উভধর্মী যৌগ।

(৭) Be এবং Al উভয়েই HNO_3 এর ক্রিয়ায় নিষ্ক্রিয় হয়।

(৮) Be এবং Al উভয়ের লবণগুলো জলীয় দ্রবণে প্রচুর পরিমাণে অর্ধ বিশ্লেষিত হয় এবং দ্রবণগুলো এসিডীয় হয়।

(৯) বেরিলিয়াম এবং অ্যালুমিনিয়াম উভয়ের লবণগুলো পানিতে প্রচুর পরিমাণে দ্রবণীয় হয়।

(১০) বেরিলিয়াম এবং অ্যালুমিনিয়াম উভয়েই আয়নিক কার্বাইড গঠন করে (Be_2C এবং Al_2C_3)। এ কার্বাইডগুলো পানির সাথে বিক্রিয়া করে মিথেন উৎপন্ন করে।

প্রশ্নমালা

১। GrIIA(2) মৌলগুলোর উল্লেখযোগ্য আকরিকগুলো উল্লেখ কর।

২। GrIIA(2) মৌলগুলোর আকার GrIA(1) এর অনুরূপ মৌলগুলোর আকার থেকে ছোট হয় কেন?

৩। GrIA(1) মৌলগুলোর তুলনায় GrIIA(2) মৌলগুলো বেশি শক্ত হয় এবং এদের গলনাংকও উচ্চ হয়। কারণ ব্যাখ্যা কর।

৪। GrIIA(2) এর অবশিষ্ট মৌলগুলোর তুলনায় বেরিলিয়ামের সমযোজী বন্ধন গঠনের প্রবণতা বেশি হয় কেন?

৫। গ্যাসীয় এবং কঠিন অবস্থায় BeCl_2 এর গাঠনিক বিন্যাস একে দেখাও।

৬। BeCl_2 এর জলীয় দ্রবণ এসিডীয় হয় কেন?

৭। BeH_2 এবং CaH_2 এর গাঠনিক বিন্যাসে পার্থক্য দেখাও।

৮। বেরিলিয়ামের হ্যালাইড এবং হাইড্রাইডগুলো পলিমার গঠন করে কেন?

৯। Be^{2+} এবং Mg^{2+} আয়ন দুটির প্রধান সন্নিবেশ সংখ্যা কি কি? এদের পার্থক্যের কারণ কি?

১০। বেরিলিয়াম এবং ম্যাগনেসিয়ামের কয়েকটি জটিল যৌগের গাঠনিক কাঠামো একে দেখাও।

১১। GrIIA(2) ধাতুগুলোর হাইড্রাইডগুলোর এসিড-ক্ষার ধর্ম কিভাবে পরিবর্তিত হয় তা ব্যাখ্যা কর।

১২। GrIIA(2) মৌলগুলোর হাইড্রাইড, ক্লোরাইড এবং সালফেট যৌগগুলোর দ্রাব্যতা কিভাবে পরিবর্তিত হয় তা ব্যাখ্যা কর।

১৩। বেরিলিয়াম লবণগুলোর কেলাসে সাধারণত চার অণু কেলাস পানি থাকে কিন্তু ম্যাগনেসিয়াম লবণগুলোর কেলাসে হয় তিন অণু কেলাস পানি থাকে।

১৪। GrIIA(2) এর মৌলগুলোর নাম এবং ইলেকট্রন বিন্যাস লেখ। এদেরকে মৃৎক্ষার ধাতু বলা হয় কেন?

১৫। বেরিল আকরিক থেকে বেরিলিয়াম ধাতু নিষ্কাশনের মূলনীতি ব্যাখ্যা কর।

১৬। ফেরোসিলিকন পদ্ধতিতে কিভাবে ম্যাগনেসিয়াম নিষ্কাশন করা হয়?

১৭। বেরিলিয়ামের কয়েকটি প্রধান ব্যবহার উল্লেখ কর।

১৮। ম্যাগনেসিয়ামের কয়েকটি প্রধান ব্যবহার উল্লেখ কর।

১৯। GrIIA(2) মৌলগুলোর প্রথম আয়নীকরণ শক্তি GrIA(1) মৌলগুলোর প্রথম আয়নীকরণ শক্তির তুলনায় উচ্চ কিন্তু এদের দ্বিতীয় আয়নীকরণ শক্তি GrIA(1) মৌলগুলোর দ্বিতীয় আয়নীকরণ শক্তি থেকে কম। কারণ ব্যাখ্যা কর।

২০। GrIIA(2) মৌলগুলোর ক্ষেত্রে যদিও M^{2+} আয়ন অপেক্ষা M^{+} আয়ন গঠন করে অনেক সহজ তবুও এ গ্রুপের মৌলগুলো তাদের যোগে সর্বদাই M^{2+} আয়ন হিসেবে অবস্থান করে কেন?

২১। ইলেকট্রোনিগেটিভিটির ধারণা প্রয়োগ করে দেখাও যে $CaCl_2$ প্রধানত একটি আয়নিক যৌগ। ইলেকট্রোনিগেটিভিটির মান দেয় আছে : Ca 1.00, Cl 3.16।

২২। GrIA(1) এর কেলাসী যৌগগুলোর তুলনায় GrIIA(2) এর কেলাসী যৌগগুলোতে বেশি সংখ্যক কেলাস পানির অণু উপস্থিত থাকে কেন?

২৩। নিজ গ্রুপের অন্য মৌলগুলো থেকে বেরিলিয়ামের বিসদৃশ আচরণ দেখানোর কারণগুলো উল্লেখ কর।

২৪। $[BeCl_2]_2$ এবং $[BeMe_2]_n$ এর গঠনে বন্ধন প্রকৃতির পার্থক্য আলোচনা কর।

২৫। বেরিলিয়ামের সমন্বিত সংখ্যা দুই এবং তিন হয় এরূপ দুটি যৌগের গাঠনিক চিত্র আঁক।

২৬। GrIIA(2) আয়নগুলোর হাইড্রেশন শক্তি কিভাবে পরিবর্তিত হয় তা ব্যাখ্যা কর।

২৭। GrIIA(2) ধাতুর কার্বোনেট লবণগুলোর ল্যাটিস শক্তি গ্রুপের নিচের দিক বরাবর কিভাবে পরিবর্তিত হয় তা ব্যাখ্যা কর।

২৮। তরল অ্যামোনিয়ামে GrIIA(2) ধাতুগুলোর দ্রবণের প্রকৃতি ব্যাখ্যা কর।

২৯। পানির সাথে GrIIA(2) মৌলগুলোর বিক্রিয়ার তেজের পরিবর্তন ব্যাখ্যা কর।

৩০। ক্যালসিয়ামের সাথে নিচের বিক্রিয়কগুলোর বিক্রিয়ার সমতাকৃত সমীকরণ লিখ :

(ক) H_2O , (খ) H_2 , (গ) C , (ঘ) N_2 , (ঙ) O_2 , (চ) Cl_2 , (ছ) NH_3 ,
(জ) P , (ঝ) HCl , (ঞ) S

৩১। বেরিলিয়াম হাইড্রাইড প্রস্তুতের একটি পদ্ধতি বর্ণনা কর। এর পলিমার শিকল কিভাবে গঠিত হয়?

৩২। $BeCl_2$, $[BeCl_2]_2$ এবং $[BeCl_2]_n$ এর গাঠনিক কাঠামো আঁক।

৩৩। প্লাস্টার-অব-প্যারিস কি? এটি কিভাবে প্রস্তুত করা হয়। এর কয়েকটি ব্যবহার উল্লেখ কর।

৩৪। গাঠনিক চিত্র আঁক :

(ক) $[Be(H_2O)_4]^{2+}$, (খ) $[Be(NH_3)_4]^{2+}$,

(গ) $[BeF_4]^{2-}$, (ঘ) $[Be(C_2O_4)_2]^{2-}$,

(ঙ) $[BeCl_2(OE_2)_2]$, (চ) $[Ca(EDTA)]^{2-}$,

(ছ) $[Mg(acac)_2]^-$, (জ) $[Be_4O(CH_3COO)_6]$

৩৫। $[Be(C_2H_5)(CH_3)]$ এবং $[Be(C_2H_5)_2]$ যৌগ দুটির গাঠনিক চিত্র আঁক।

৩৬। গ্রিগনার্ড বিকারকের গঠন সম্পর্কে সংক্ষেপে আলোচনা কর।

৩৭। ডাইমিথাইলম্যাগনেসিয়াম কিভাবে প্রস্তুত করা যায়? এর গাঠনিক কাঠামো আঁক।

৩৮। বিস(সাইক্লোপেন্টাডাইইনাইল)ম্যাগনেসিয়াম কিভাবে প্রস্তুত করা যায়? এর গাঠনিক কাঠামো এঁকে দেখাও।

৩৯। বেরিলিয়াম এবং অ্যালুমিনিয়ামের কর্ণ সম্পর্ক খালোচনা কর।

৪০। মৃৎক্ষার ধাতুর আয়নগুলো অধিক সংখ্যক জটিল গঠন করে কি? কোন আয়নগুলোর জটিল গঠনের প্রবণতা সবচেয়ে বেশি? কোন লিগ্যান্ডগুলো জটিল গঠনের জন্য সবচেয়ে বেশি উপযোগী?

৪১। লিগ্যান্ড গঠনের উপযোগী কোনো দ্রাবকে BeCl_2 দ্রবীভূত করলে কিরূপ যৌগ গঠিত হয়? দুটি উদাহরণ দাও এবং এদের গঠনের সমীকরণ লিখ।

৪২। নিচের বিক্রিয়াগুলোর সমতাকৃত সমীকরণ লিখ:

(ক) ম্যাগনেসিয়াম দ্বারা BeCl_2 এর বিজারণ,

(খ) সূক্ষ্মচূর্ণ Be এর বাতাসে জ্বলন,

(গ) KOH এর জলীয় দ্রবণে Be এর বিগলন,

(ঘ) KOH এর জলীয় দ্রবণে $\text{Be}(\text{OH})_2$ এর দ্রবণ সৃষ্টি,

(ঙ) $[\text{Be}(\text{NH}_3)_4 \text{Cl}_2]$ এর অর্ধ বিশ্লেষণ,

(চ) $(\text{NH}_4)_2 [\text{BeF}_4]$ এর তাপ বিয়োজন,

(ছ) BeCl_2 এর অর্ধ বিশ্লেষণ,

(জ) উত্তপ্ত অ্যাসিটিক এসিডের সাথে বেরিলিয়াম হাইড্রাইডের বিক্রিয়া,

(ঝ) 120°C তাপমাত্রায় BeCl_2 এর সাথে LiBH_4 এর বিক্রিয়া,

(ঞ) HF এ জলীয় দ্রবণে BeO দ্রবীভূত করে তার মধ্যে অধিক পরিমাণ NH_3 চালনা করলে সংঘটিত বিক্রিয়া।

৪৩। অ্যালকাইলবেরিলিয়াম হাইড্রাইড কিভাবে প্রস্তুত করা যায়? ইথার দ্রবণে মিথাইলবেরিলিয়াম হাইড্রাইডের গাঠনিক চিত্র এঁকে দেখাও।

চতুর্থ অধ্যায়

GrIIIA(13) মৌলসমূহ : বোরন, অ্যালুমিনিয়াম, গ্যালিয়াম,
ইনডিয়াম এবং থ্যালিয়াম

[GrIIIA(13) Elements : Boron, Aluminium,
Gallium, Indium and Thallium]

সূচনা (Introduction)

বোরন, অ্যালুমিনিয়াম, গ্যালিয়াম, ইনডিয়াম ও থ্যালিয়াম এ পাঁচটি মৌল পর্যায় সারণির GrIIIA(13) এর অন্তর্গত। পাঁচটি মৌলের মধ্যে কেবল বোরন অধাতু, অন্যগুলো সবই ধাতু। ৪.১ সারণিতে মৌলগুলোর ইলেকট্রন বিন্যাস দেখানো হয়েছে।

সারণি ৪.১ : GrIIIA(13) মৌলগুলোর ইলেকট্রন বিন্যাস।

মৌল	Z	ইলেকট্রন বিন্যাস
B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$ বা $[\text{He}] 2s^2 2p^1$
Al	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ বা $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$
Ga	31	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$ বা $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^1$
In	49	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^1$ বা $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^1$
Tl	81	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^1$ বা $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^1$

বোরনের আকার এ গ্রুপের অন্য পরমাণুগুলোর আকারের তুলনায় অতি ক্ষুদ্র। আকারের পার্থক্যই বোরনের সাথে অন্য মৌলগুলোর পার্থক্যের মূল কারণ। গ্যালিয়াম ও ইনডিয়াম পরমাণুতে d ইলেকট্রনের উপস্থিতি এবং থ্যালিয়াম পরমাণুতে f ও d ইলেকট্রনের উপস্থিতি এদের পারমাণবিক আকারের উপর প্রভাব সৃষ্টি করে। এ কারণেই এ মৌলগুলোর পারমাণবিক আকার পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে দ্রুত এবং নিয়মিত বৃদ্ধি পায় না। GrIIIA(13) মৌলগুলোর তুলনামূলকভাবে ছোট আকারের কারণে তাদের আয়নীকরণ শক্তির মান বেশি হয় এবং গ্রুপের নিচের দিক বরাবর যেভাবে এ মান কমার কথা ঠিক সেভাবে কমে না।

যোজনী স্তরে তিনটি ইলেকট্রন উপস্থিত থাকায় সবগুলো মৌলের যোজনী তিন হয়, কিন্তু +3 আয়ন সৃষ্টির জন্য যে বিপুল পরিমাণ শক্তির প্রয়োজন— প্রথম, দ্বিতীয় এবং তৃতীয় আয়নীকরণ শক্তির যোগফল — তা রাসায়নিক বিক্রিয়া থেকে পাওয়া যায় না বলে অনাদ্র অবস্থায়

এ মৌলগুলোর যৌগসমূহ হয় প্রধানত সমযোজী নত্বা তাদের সমযোজী প্রকৃতি উল্লেখযোগ্য পরিমাণে উপস্থিত থাকে। বোরন কখনো B^{3+} আয়ন গঠন করে না, কারণ বোরন পরমাণু থেকে তিনটি ইলেকট্রন সম্পূর্ণ মুক্ত করতে যে বিশাল শক্তির প্রয়োজন (6877 kJ mol^{-1}) তা সবচেয়ে ইলেকট্রোনিগেটিভ পরমাণু ফ্লোরিনের সাথে বন্ধন গঠন করেও (B^{3+}) (F^{-})_৩ এর ল্যাটিস শক্তি থেকে পাওয়া যায় না। $GrIII A(13)$ মৌলগুলোর আয়নের ক্ষুদ্র আকার এবং উচ্চ চার্জ (+3) থাকার কারণে এরা অ্যানায়নের ঋণাত্মক চার্জকে কলপ্রসূভাবে নিজেদের দিকে আকর্ষণ করে এবং তাদের ইলেকট্রন ঘনত্ব শেয়ার করে সমযোজী বন্ধন সৃষ্টি করে।

বোরন (যা পুরোপুরিভাবে একটি অধাতু) বাদে অন্য মৌলগুলো জলীয় দ্রবণে +3 আয়ন হিসেবে অবস্থান করে। দ্রবণে এ আয়নগুলো দৃঢ়ভাবে পানির অণুর সাথে যুক্ত হয় এবং প্রচুর পদার্থ শক্তি নিঃসৃত হয়। আয়নীকরণ শক্তির মান অপেক্ষা হাইড্রেশন শক্তির মান বেশি হয় বলেই দ্রবণে মৌলগুলো $[M(H_2O)_6]^{3+}$ আয়ন হিসেবে অবস্থান করতে পারে।

$GrIII A(13)$ মৌলগুলোর ইলেকট্রন বন্ধন করার প্রবণতা স্বাভাবিক নিয়মে নিচের দিকে ক্রমশ বৃদ্ধি পায়। ফলে এদের যৌগগুলোর আয়নিক প্রকৃতিও ক্রমশ গ্রুপের নিচের দিকে বাড়তে থাকে। উদাহরণস্বরূপ, বোরন কোনো আয়নিক যৌগ গঠন করে না, কিন্তু তীব্র ইলেকট্রোনিগেটিভ মৌল ফ্লোরিনের সাথে অন্য সবগুলো মৌলই আয়নিক যৌগ গঠন করে।

গ্রুপের নিচের দিকের ভারি মৌলগুলো “নিষ্ক্রিয় যুগল ফ্রিয়া” (inert pair effect) দেখায় এবং তাদের একযোজী যৌগগুলো $Ga \rightarrow In \rightarrow Th$ অনুক্রমে ক্রমশ বেশি সুস্থিত হয়। Th এর ক্ষেত্রে +3 আয়ন অপেক্ষা +1 আয়ন অধিক সুস্থিত। ইনডিয়াম এবং গ্যালিয়ামের কতিপয় যৌগেও মৌলগুলো +1 যোজনী দেখায়, কিন্তু এ মৌলগুলোর জন্য +1 যোজনী অপেক্ষা +3 যোজনী অধিক গুরুত্বপূর্ণ এবং অধিক সুস্থিত।

$GrIII A(13)$ মৌলগুলোর অক্সাইড এবং হাইড্রক্সাইড যৌগসমূহের এসিড প্রকৃতি গ্রুপের নিচের দিকের মৌলগুলোর জন্য ক্রমশ হ্রাস পায়। $B(OH)_3$ এবং B_2O_3 এসিড প্রকৃতিবিশিষ্ট, জলীয় দ্রবণে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়ে এরা H_3O^+ আয়ন সৃষ্টি করে। $Al(OH)_3$ এবং Al_2O_3 উভধর্মী প্রকৃতিবিশিষ্ট (amphoteric)। গ্যালিয়ামের অক্সাইড এবং হাইড্রক্সাইডও উভধর্মী, কিন্তু ইনডিয়াম ও থ্যালিয়ামের অক্সাইড ও হাইড্রক্সাইড যৌগগুলো ক্ষারধর্মী।

উৎস এবং প্রাচুর্য (Occurrence and abundance)

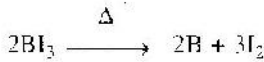
বোরন একটি বিরল মৌল হলেও সুপরিচিত। প্রকৃতিতে একে প্রধানত বোরোটে যৌগ হিসেবে পাওয়া যায়। এর দুটি প্রধান উৎস হলো বোরাক্স $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ এবং কারবাইট $Na_2B_4O_7 \cdot 4H_2O$ ।

সকল ধাতুর মধ্যে ভূ-ত্বকে অ্যালুমিনিয়ামের প্রাচুর্য সবচেয়ে বেশি এবং সকল মৌলের মধ্যে প্রাচুর্যের দিক থেকে এর স্থান তৃতীয় (প্রথম অক্সিজেন, দ্বিতীয় সিলিকন)। এটি খুবই পরিচিত এবং বহুল পরিমাণে নিষ্কাশিত হয়। এর প্রধান আকরিক হলো বসাইট $Al_2O_3 \cdot nH_2O$ ($n = 1, 2, 3$)। অ্যালুমিনোসিলিকেট পাথরে ফেল্ডস্পার এবং মিকা হিসেবেও প্রচুর পরিমাণে অ্যালুমিনিয়াম উপস্থিত থাকে। পানি এবং বাতাসের ক্রিয়ায় এ পাথর ধীরে ধীরে ক্ষয় প্রাপ্ত হয়ে কাদায় পরিণত হয়। কিন্তু ফেল্ডস্পার, মিকা এবং কাদা থেকে অ্যালুমিনিয়াম নিষ্কাশনের কোনো সহজ এবং হস্তান্তর লাভজনক পদ্ধতি জানা নেই।

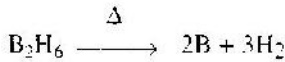
(১) BCl_3 -কে H_2 দ্বারা বিজারিত করে :



(২) BI_3 এর তাপীয় বিয়োজন ঘটিয়ে :



(৩) ডাইবোরেন B_2H_6 অথবা উচ্চতর কোনো বোরন হাইড্রাইডের তাপীয় বিয়োজন ঘটিয়ে।



অ্যালুমিনিয়াম (Aluminium) : GrIIIA(13) মৌলের মধ্যে একমাত্র অ্যালুমিনিয়াম খুব বেশি পরিমাণে উৎপাদন করা হয়। এর প্রধান আকরিক হলো বক্সাইট, $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ($n = 1, 2, 3$)।

অ্যালুমিনিয়াম নিষ্কাশনের জন্য প্রথমে বক্সাইটকে ভেজালমুক্ত করা হয় এবং অতঃপর বিশুদ্ধ বক্সাইটের তড়িৎ বিশ্লেষণ করে অ্যালুমিনিয়াম উৎপাদন করা হয়।

বক্সাইটের বিশুদ্ধিকরণ : বক্সাইটের সাথে প্রচুর পরিমাণে সিলিকা এবং ফেরিক অক্সাইড উপস্থিত থাকে। বক্সাইটকে চূর্ণ করে তার সাথে প্রয়োজন মতো NaOH অথবা Na_2CO_3 মিশ্রিত করে মিশ্রণকে উত্তপ্ত করে বিগলিত করা হয়। এ প্রক্রিয়ায় Al_2O_3 দ্রবণীয় NaAlO_2 যৌগে এবং SiO_2 দ্রবণীয় Na_2SiO_3 যৌগে পরিণত হয়, কিন্তু Fe_2O_3 অদ্রবণীয় $\text{Fe}(\text{OH})_3$ গঠন করে। Al_2O_3 এর এসিড এবং ক্ষারক উভধর্মী প্রকৃতি, SiO_2 এর এসিডীয় প্রকৃতি এবং Fe_2O_3 এর ক্ষারকীয় প্রকৃতির কারণেই বিক্রিয়ায় এরূপ উৎপাদ গঠিত হয়। পানি মিশ্রিত করলে NaAlO_2 এবং Na_2SiO_3 দ্রবীভূত হয় কিন্তু $\text{Fe}(\text{OH})_3$ অদ্রবীভূত থাকে। ফিল্টার করে $\text{Fe}(\text{OH})_3$ -কে পৃথক করে দ্রবণে CO_2 গ্যাস চালনা করা হয়। ফলে সোডিয়াম অ্যালুমিনেট অদ্রবণীয় $\text{Al}(\text{OH})_3$ গঠন করে দ্রবণ থেকে পৃথক হয়, কিন্তু সোডিয়াম সিলিকেট দ্রবণ থেকে যায়। ফিল্টার করে $\text{Al}(\text{OH})_3$ আলাদা করা হয় এবং একে পানি দিয়ে যৌত করে উচ্চ তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করা হয়। এভাবে বিশুদ্ধ Al_2O_3 পাওয়া যায়।



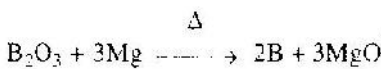
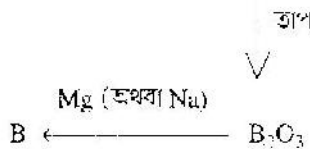
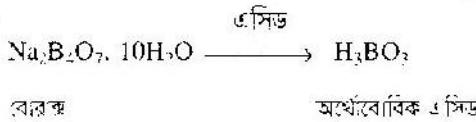
বোরন অপেক্ষা গ্যালিয়ামের প্রাচুর্য প্রায় দ্বিগুণ, কিন্তু ইনডিয়াম এবং থ্যালিয়াম অতি বিরল মৌল। Ga, In এবং Tl এ তিনটি মৌলই প্রকৃতিতে তাদের সালফাইড যৌগ হিসেবে অবস্থান করে। এদের কোনো সুবিধাজনক আকরিক নেই এবং মৌলগুলোর কোনো উল্লেখযোগ্য ব্যবহারিক প্রয়োগ নেই। এ কারণে তিনটি মৌলের কোনোটিই সুপরিচিত নয়। Al, Zn এবং Ge এর আকরিকে অল্প পরিমাণ গ্যালিয়াম উপস্থিত থাকে। ZnS এবং PbS আকরিকে অতি অল্প পরিমাণে In এবং Tl পাওয়া যায়। ৪.২ সারণিতে ভূ-ত্বকে ওজন হিসেবে GrIII A(3) মৌলসমূহের প্রচুর্য দেখানো হয়েছে।

সারণি ৪.২ : ভূ-ত্বকে ওজন হিসেবে GrIII A(3) মৌলসমূহের প্রচুর্য।

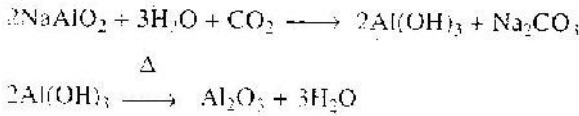
মৌল	ভূ-ত্বকে ওজন হিসেবে শতকরা পরিমাণ	সকল মৌলের মধ্যে প্রচুর্যের অনুক্রম
B	0.0009	38
Al	8.3	3
Ga	0.0019	33
In	0.000024	63
Tl	0.00005	60

GrIII A(3) মৌলসমূহের নিষ্কাশন (Extraction of GrIII A(3) elements)

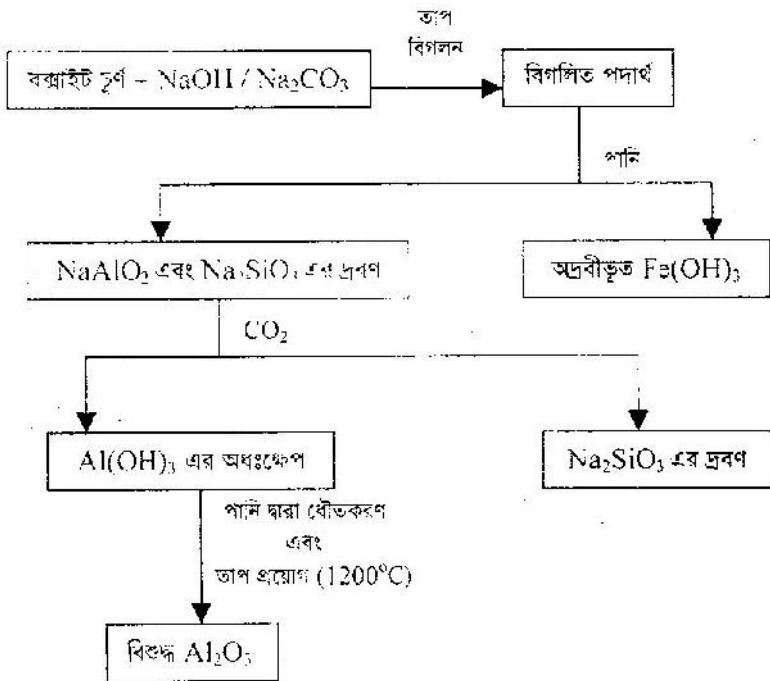
বোরন (Boron) : বোরন অক্সাইড, B_2O_3 -কে উচ্চ তাপমাত্রায় Mg অথবা Na দ্বারা বিজারিত করে অকেনাসিত বোরন পাওয়া যায়। এটি 95-98% বিশুদ্ধ এবং এর রং কাল।



বিশুদ্ধ বোরন প্রস্তুত করা খুব কঠিন, কারণ এর গলনাংক অতি উচ্চ (2180°C) এবং তরলটি অত্যন্ত বিষাক্ত। কেনাসিত, বিশুদ্ধ বোরন নিচের পদ্ধতিগুলোতে অল্প পরিমাণে প্রস্তুত করা হয় :

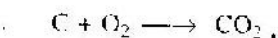
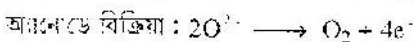
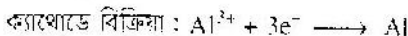
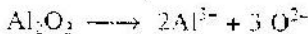


৪.১ চিত্রে বক্সাইট বিশুদ্ধিকরণের বিভিন্ন ধাপ দেখানো হয়েছে।

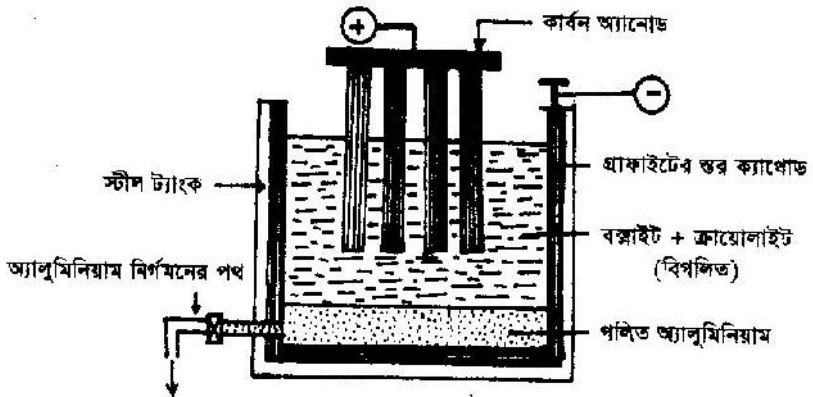


চিত্র ৪.১ : বক্সাইট বিশুদ্ধিকরণের বিভিন্ন ধাপ।

বিশুদ্ধ Al_2O_3 এর তড়িৎবিশ্লেষণ : বিশুদ্ধ অ্যালুমিনা (Al_2O_3) বিগলিত ক্রায়োলাইটে (Na_3AlF_6) দ্রবীভূত করে 900°C তাপমাত্রায় তড়িৎবিশ্লেষণ করা হয়। তড়িৎ বিশ্লেষণ কোষটি স্টীলের তৈরি এবং এর ভিতরে গ্রাফাইটের আস্তরণ দেয়া থাকে। এ আস্তরণটি ক্যাথোড হিসেবে কাজ করে। বিগলিত অ্যালুমিন দ্রবণের মধ্যে অনেকগুলো গ্রাফাইট দণ্ড ডুবানো থাকে, এগুলো অ্যানোড হিসেবে কাজ করে। তড়িৎবিশ্লেষণের ফলে ক্যাথোডে অ্যালুমিনিয়াম উৎপন্ন হয় এবং কোষের শিটের দিকে অবস্থিত একটি নির্গম পথ দিয়ে এটি বের হয়ে যায়। অ্যানোডে অক্সিজেন উৎপন্ন হয় যা ধীরে ধীরে CO_2 -এ পরিণত হয়ে কোষ থেকে বের হয়ে যায়।



চিত্রে আলুমিনিয়াম নিষ্কাশনের জন্য ব্যবহৃত তড়িৎবিশ্লেষণ কোষটি দেখানো হয়েছে।



চিত্র ৪.২ : অ্যালুমিনিয়াম নিষ্কাশনের জন্য ব্যবহৃত তড়িৎবিশ্লেষণ কোষ।

গ্যালিয়াম, ইন্ডিয়াম এবং থ্যালিয়াম (Gallium, Indium and Thallium)

গ্যালিয়াম, ইন্ডিয়াম এবং থ্যালিয়াম লবণসমূহের জলীয় দ্রবণের তড়িৎবিশ্লেষণ করে এ মৌলগুলো নিষ্কাশন করা হয়।

Gr IIIA(13) মৌলসমূহের ব্যবহার (Uses of Gr IIIA(13) elements)

বোরন (Boron) : বোরন কার্বাইড, বোরন নাইট্রাইড এবং ধাতব বোরাইড প্রস্তুতির জন্য বোরন ব্যবহার করা হয়। এগুলো অত্যন্ত কাঠিন্য বস্তু হওয়ায় অমৃৎ তলকে ঘষে মৃৎ করার কাজে এদেরকে ব্যবহার করা হয়।

নিউক্লীয় রিঅ্যাক্টরে (nuclear reactor) নিউট্রনের সংখ্যা সীমিত রাখার জন্য বোরন দণ্ড ব্যবহার করা হয়। বোরন নিউট্রন শোষণ করে বলে বিক্রিয়ার গতি নিয়ন্ত্রণে রাখার জন্য এটি কার্যকর হয়।

প্লাস্টিককে অধিক মজবুত করার জন্য বোরনের সরু সূত্র ব্যবহার করা হয়। এক্ষণে প্লাস্টিক বিশেষ ধরনের বৈজ্ঞানিক যন্ত্রপাতি প্রস্তুতের কাজে ব্যবহার করা হয়।

বোরক্স $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, অর্থোবোরিক এসিড H_3BO_3 এবং বোরন সেসকুইঅক্সাইড B_2O_3 অনেক কাজে ব্যবহার করা হয়। পোকের আক্রমণ থেকে কাঠে রক্ষা করার জন্য NaOH এর সাথে বোরক্স মিশিয়ে কাঠে প্রলেপ দেওয়া হয়। অর্থোবোরিক এসিড একটি মৃদু অ্যান্টিসেপটিক পদার্থ। বোরোসিলিকেট কাচ প্রস্তুতের জন্য বোরন সেসকুইঅক্সাইড ব্যবহার করা হয়।

অ্যালুমিনিয়াম (Aluminium) : অ্যালুমিনিয়ামের অ্যালয়সমূহ (ডুরালুমিন Al/Mg/Cu এবং ম্যাগনেসিয়াম Al/Mg) হালকা এবং মজবুত। এজন্য উড়োজাহাজ এবং সামুদ্রিক জাহাজ

প্রস্তুতের জন্য এগুলো ব্যবহার করা হয়। বাস, পাতাল ট্রেন, পিস্টনের সম্মুখভাগ, বাড়ি ঘরের দরজা-জানালা ইত্যাদি প্রস্তুতের জন্যও এগুলো ব্যবহার করা হয়। অ্যালুমিনিয়ামের তাপ পরিবহন ক্ষমতা খুব বেশি, এজন্য রান্নার বাসনপত্র প্রস্তুতের জন্য এটি ব্যবহার করা হয়। এত বিদ্যুৎ পরিবহন ক্ষমতা সমান ওজনের কপরের বিদ্যুৎ পরিবহন ক্ষমতার প্রায় দ্বিগুণ, এজন্য জাতীয় গ্রীডে বিদ্যুৎ শক্তি প্রেরণের জন্য অ্যালুমিনিয়ামের মোট তার ব্যবহার করা হয়। চকলেট এবং অন্যান্য খাদ্য বস্তুর প্যাকেট প্রস্তুতের জন্য অ্যালুমিনিয়ামের পাতলা পাত ব্যবহার করা হয়। দুধের বোতলের সিপি তৈরির জন্যও অ্যালুমিনিয়ামের পাত ব্যবহার করা হয়। অ্যালুমিনিয়াম পেইন্ট প্রস্তুতের জন্য সূক্ষ্ম অ্যালুমিনিয়াম চূর্ণ ব্যবহার করা হয়। ধার্মাইট পদ্ধতিতে অল্প পরিমাণ ধাতু নিষ্কাশনের জন্য (যেমন Cr, Fe, Mn ইত্যাদি) অ্যালুমিনিয়াম ব্যবহার করা হয়।

গ্যালিয়াম, ইন্ডিয়াম এবং থ্যালিয়াম (Gallium, Indium and Thallium) : এ ধাতুগুলোর বিশেষ কোনো ব্যবহারিক প্রয়োগ নেই। সেমিকন্ডাক্টর প্রস্তুতের জন্য কিছু পরিমাণ গ্যালিয়াম ব্যবহার করা হয়। এজন্য অতি বিশুদ্ধ গ্যালিয়াম প্রয়োজন হয় যা 'জোন বিশুদ্ধিকরণ' (zone refining) পদ্ধতিতে প্রস্তুত করা হয়। অলো সৃষ্টিকারী ডায়োড (light emitting diodes) এবং 'লেজর ডায়োড' হিসেবে গ্যালিয়াম আর্সেনাইড (GaAs) ব্যবহার করা হয়।

নিষ্ক্রিয় যুগল ক্রিয়া : +I জারণ অবস্থা (Inert pair effect : +I oxidation state)

GrIIIA(13) মৌলগুলোর যোজনী স্তরে তিনটি ইলেকট্রন থাকে এবং এদের অধিকাংশ যৌগে মৌলগুলো তিন যোজনী দেখায়। কিন্তু কোনো কোনো মৌল তিন যোজনী ছাড়াও এক যোজনী দেখায়। গ্রুপের নিচের দিকের মৌলগুলোর জন্য ক্রমশ এক যোজনী দেখানোর প্রবণতা বাড়ে। Ga(I), In(I) এবং Tl(I) সংঘটিত যৌগ পাওয়া যায়। Ga এবং In এর ক্ষেত্রে +III জারণ অবস্থার তুলনায় +I জারণ অবস্থা কম সুস্থিত, তবে গ্রুপের নিচের দিক বরাবর +I জারণ অবস্থার সুস্থিতি বাড়ে থাকে। Th(III) যৌগগুলোর তুলনায় Th(I) যৌগগুলো অধিক সুস্থিত।

GrIIIA(13) মৌলগুলোর যোজনী স্তরের ইলেকট্রন বিন্যাস ns^2np^1 । এক যোজনী প্রদর্শনের জন্য মৌলগুলোর যোজনী স্তরের s ইলেকট্রন দুটি জোড় অবস্থাতেই থাকে, এর বন্ধন গঠনে অংশ গ্রহণ করে না। এ ঘটনাকে "নিষ্ক্রিয় যুগল ক্রিয়া" (inert pair effect) বলা হয়। যদি s ইলেকট্রন দুটির জোড়া ভাঙার জন্য প্রয়োজনীয় শক্তির মান এ ইলেকট্রন দুটি ব্যবহার করে বন্ধন গঠনের ফলে নিসৃত শক্তির মান থেকে বেশি হয়, তাহলে s ইলেকট্রন দুটি জোড় অবস্থাতেই থাকবে, এরা বন্ধন গঠনে অংশগ্রহণ করবে না। MX_2 যৌগগুলোতে M-X বন্ধনগুলোর মান গ্রুপের নিচের দিকের মৌলগুলোর জন্য ক্রমশ বাড়ে। ক্রোরাইট যৌগগুলোর ক্ষেত্রে গড় বন্ধন শক্তির মান $GaCl_2$ এ 242, $InCl_2$ এ 206 এবং $TlCl_2$ এ 153 $kJ\ mol^{-1}$ । অতএব থ্যালিয়ামে s ইলেকট্রনগুলোর নিষ্ক্রিয় হবার প্রবণতা সবচেয়ে বেশি হয়। MX_3 যৌগগুলোতে গ্রুপের নিচের দিকে M-X বন্ধনের নিম্ন শক্তির কারণেই "নিষ্ক্রিয় যুগল ক্রিয়া" দেখা যায়। M^+ আয়নগুলোর আকার M^{3+} আয়নগুলোর আকারের তুলনায় অনেক বড় এবং M^+ যৌগগুলো GrIA(I) মৌলগুলোর যৌগের মতোই অস্থায়ী প্রকৃতিবিশিষ্ট হয়। GrIIIA(13) এর মৌলগুলোর মতো GrIVA(14) এবং GrVA(15) এর মৌলগুলোও "নিষ্ক্রিয় যুগল ক্রিয়া" দেখায়।

গ্যালিয়ামের কোনো কোনো যৌগে একে দ্বিযোজী বলে মনে হয়, যেমন $GaCl_2$ । কিন্তু বস্তুর Ga(+II) বলে কিছু নেই। $GaCl_2$ এর প্রকৃত গঠন হলো $Ga^+[GaCl_4]^-$ যার মধ্যে Ga^+ এবং Ga^{III} হিসেবে দুটি পৃথক জারণ অবস্থা গ্যালিয়াম উপস্থিত থাকে।

মৌলসমূহের ধর্ম (Properties of the elements)

৪.৩ সারণিতে GrIII A(13) মৌলগুলোর কতিপয় ধর্ম উল্লেখ করা হয়েছে। গ্রুপের মৌলগুলোর গলনাংক নিয়মিতভাবে পরিবর্তিত হয় না বোরনের গলনাংক খুবই বেশি এবং গ্যালিয়ামের গলনাংক অস্বাভাবিকভাবে কম। এ মৌল দুটির কেনাসের গঠন অস্বাভাবিক হওয়ার কারণে এদের।

সারণি ৪.৩ : GrIII A(13) মৌলসমূহের কতিপয় ধর্ম।

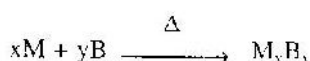
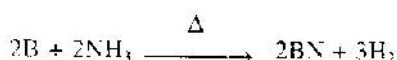
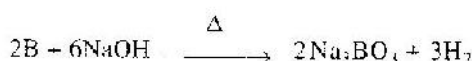
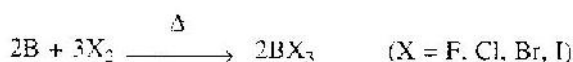
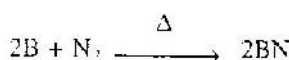
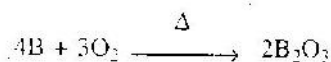
ধর্ম	B	Al	Ga	In	Tl
গলনাংক (°C)	2180	660	30	157	303
ধাতব ব্যাসার্ধ (Å)	0.88	1.43	1.23	1.67	1.70
আয়নিক ব্যাসার্ধ M^{3+} (Å)	0.27	0.54	0.62	0.80	0.88
আয়নীকরণ শক্তি (kJ mol ⁻¹)	১ম 801 ২য় 2427 ৩য় 3659	577 1816 2744	579 1979 2962	558 1820 2704	589 1971 2877
ইলেকট্রোনেগেটিভিটি (পলিং স্কেল)	2.0	1.5	1.6	1.7	1.8

গলনাংকও অস্বাভাবিক হয়। পরমাণুগুলোর ধাতব ব্যাসার্ধ নিয়মিতভাবে পরিবর্তিত হয় না, এটিও এদের কেনাসের গঠনের পার্থক্যের কারণেই হয়। M^{3+} আয়নগুলোর আয়নিক ব্যাসার্ধ গ্রুপের উপর থেকে নিচের দিকে বাড়ে, কিন্তু এ বৃদ্ধি নিয়মিত নয়। Ga এবং In পরমাণুতে d ইলেকট্রনের উপস্থিতি এবং Tl পরমাণুতে f ইলেকট্রনের উপস্থিতি এদের আকারের উপর প্রভাব সৃষ্টি করে। d এবং f ইলেকট্রনগুলো নিউক্লিয়াসের চার্টকে দক্ষভাবে আচ্ছন্ন করতে পারে না বলে Ga^{3+} , In^{3+} এবং Tl^{3+} আয়নগুলোর আকার বৃদ্ধি অনেক কম হয়। তুলনামূলকভাবে পরমাণুর আকার অনেক ছোট হয় বলে বোরনের আয়নীকরণ শক্তির মান অন্য মৌলগুলোর আয়নীকরণ শক্তি থেকে অনেক বেশি হয়। এজন্য অন্য মৌলগুলো M^{3+} আয়ন গঠন করতে পারলেও বোরন কখনো B^{3+} আয়ন গঠন করে না এবং বোরনের সব যৌগই সমযোজী হয়।

বোরনের বিক্রিয়াসমূহ (Reactions of boron)

বিশুদ্ধ কেলসিত বোরন খুবই নিষ্ক্রিয়। তবে উচ্চ তাপমাত্রায় ঘন H_2SO_4 ও ঘন HNO_3 এর মিশ্রণ অথবা Na_2O_2 দ্বারা এটি আক্রান্ত হয়। সূক্ষ্ম চূর্ণ অবস্থায় বোরন মোটা মুঠি সক্রিয়। এটি বাতাসে জ্বলে এবং অক্সাইড উৎপন্ন করে। উচ্চ তাপমাত্রায় নাইট্রোজেনের সাথে বিক্রিয়া করেও এটি BN গঠন করে। হ্যালোজেন মৌলগুলোর সাথে বোরনের বিক্রিয়ায় বোরন ট্রাইহ্যালাইড উৎপন্ন হয়। অনেকগুলো ধাতুর সাথে বোরন বিক্রিয়া করে ধাতব বোরাইড উৎপন্ন করে। তাপ বিগলিত NaOH এর সাথে বোরন বিক্রিয়া করে সোডিয়াম বোরোইট এবং হাইড্রোজেন উৎপন্ন করে।

এই উপমািত্রায় বোরন অ্যামোনিয়ামের সাথে বিক্রিয়া করে বোরন নাইট্রাইড উৎপন্ন করে। নিচে তারনের বিক্রিয়াগুলো সর্মীকরণের মাধ্যমে দেখানো হয়েছে।



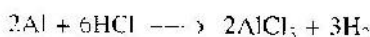
অ্যালুমিনিয়ামের বিক্রিয়াসমূহ (Reactions of aluminium)

পানি এবং বাতাসের সাথে বিক্রিয়া (Reactions with water and air) : তাপগতীয়ভাবে বাতাস এবং পানি উভয়ের সাথে Al এর বিক্রিয়া করা উচিত। কিন্তু বাস্তবে পানি এবং বাতাস দ্বারা Al আক্রান্ত হয় না। এর কারণ হলো বাতাসের সংস্পর্শে Al এর পৃষ্ঠতলে অক্সাইডের একটি হালকা কিল্ড মজবুত স্তর সৃষ্টি হয় যা অ্যালুমিনিয়ামকে আরো বিক্রিয়া থেকে রক্ষা করে। যদি এ অক্সাইড আবরণকে ঘষে অথবা অ্যামালগাম সৃষ্টি করে ভেঙে দেওয়া হয় তাহলে Al ঠাণ্ডা পানিকেও বিয়োজিত করে। এ বিক্রিয়ায় Al_2O_3 এবং হাইড্রোজেন উৎপন্ন হয়।



উচ্চ তাপমাত্রায় অ্যালুমিনিয়াম নাইট্রোজেনের সাথে বিক্রিয়া করে AlN গঠন করে। অন্য ধাতুগুলো বিক্রিয়া করে না।

এসিড এবং ক্ষারের সাথে বিক্রিয়া (Reactions with acids and alkalis) : লবু এসিড দ্রবণের সাথে Al বিক্রিয় করে হাইড্রোজেন উৎপন্ন করে।



ফল HNO_3 এর সাথে Al এর বিক্রিয়া হয় না, কারণ একটি অক্সাইডের হালকা আবরণ Al-কে ঢেকে রেখে আর বিক্রিয়া করতে দেয়া না। লঘু NaOH দ্রবণের সাথেও Al বিক্রিয়া করে H_2 উৎপন্ন করে এবং অ্যালুমিনেট লবণ গঠিত হয়। এ বিক্রিয়া Al এর উভধর্মী প্রকৃতি প্রমাণ করে।



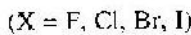
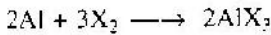
অক্সিজেনের সাথে বিক্রিয়া (Reactions with oxygen) : অ্যালুমিনিয়াম অক্সিজেনের সাথে বিক্রিয়া করে জ্বলে উঠে এ বিক্রিয়ায় Al_2O_3 এবং প্রচুর তাপ উৎপাদিত হয়।



Fe_2O_3 , Cr_2O_3 , Mn_2O_3 ইত্যাদি অক্সাইড যৌগের সাথে অ্যালুমিনিয়াম মিশ্রিত করে উত্তপ্ত করলে অক্সাইড যৌগ থেকে ধাতু উৎপন্ন হয়। এ বিক্রিয়াকে থার্মাইট বিক্রিয়া বলে। অল্প পরিমাণ ধাতু উৎপাদনের জন্য থার্মাইট বিক্রিয়া ব্যবহার করা হয়।



হ্যালোজেন মৌলের সাথে বিক্রিয়া (Reactions with halogens) : সাধারণ উপমাত্রাতেই Al হ্যালোজেনগুলোর সাথে বিক্রিয়া করে ট্রাইহ্যালাইড উৎপন্ন করে



গ্যালিয়াম, ইন্ডিয়াম এবং থ্যালিয়ামের বিক্রিয়াসমূহ (Reactions of Gallium, Indium and Thallium)

গ্যালিয়াম এবং ইন্ডিয়াম বাতাসে সুস্থিত এবং পানি দ্বারাও আক্রান্ত হয় না। থ্যালিয়াম কিছুটা বেশি সক্রিয় এবং এটি বাতাসের সাথে বিক্রিয়া করে। তিনটি ধাতু লঘু এসিড দ্রবণের সাথে বিক্রিয়া করে হাইড্রোজেন উৎপন্ন করে। অ্যালুমিনিয়ামের মতো গ্যালিয়ামও উভধর্মী মৌল এবং এটি লঘু NaOH দ্রবণের সাথে বিক্রিয়া করে গ্যালেন্ট লবণ এবং হাইড্রোজেন উৎপন্ন করে। Al এবং Ga এর অক্সাইড এবং হাইড্রক্সাইডগুলো উভধর্মী, কিন্তু ইন্ডিয়াম ও থ্যালিয়ামের অক্সাইড ও হাইড্রক্সাইড ক্ষার ধর্মী। তিনটি ধাতুই সামান্য উত্তপ্ত করলে হ্যালোজেনের সাথে বিক্রিয়া করে।

৪.৪ সারণিতে Al, Ga, In এবং Tl এর রাসায়নিক বিক্রিয়াগুলো দেখানো হয়েছে।

সারণি ৪.৪ : Al, Ga, In এবং Tl এর বিক্রিয়াসমূহ।

বিক্রিয়া	মন্তব্য
$4M + 3O_2 \longrightarrow 2M_2O_3$	সবগুলো ধাতু উচ্চ তাপমাত্রায় বিক্রিয়া করে। Al এর বিক্রিয়া তীব্র তাপ উৎপাদী। Ga এর ক্ষেত্রে কেবল বহিঃস্থ পৃষ্ঠতলে বিক্রিয়া হয়। Tl এর ক্ষেত্রে কিছু Tl_2O -ও উৎপন্ন হয়।
$2Al + N_2 \longrightarrow 2AlN$	কেবল Al উচ্চ তাপমাত্রায় বিক্রিয়া করে।
$2M + 3F_2 \longrightarrow 2MF_3$ $2M + 3Cl_2 \longrightarrow 2MCl_3$ $2M + 3Br_2 \longrightarrow 2MBr_3$	সবগুলো ধাতু টাইহ্যালাইড গঠন করে। Tl এর ক্ষেত্রে মনোহ্যালাইডও উৎপন্ন হয়।
$2M + 3I_2 \longrightarrow 2MI_3$	
$TlI + I_2 \longrightarrow Tl^+ [I_3]^-$	Tl^+ টাইআয়োডাইড গঠিত হয়।
$2M + 6HCl \longrightarrow 2MCl_3 + 3H_2$	সবগুলো ধাতু লঘু খনিজ এসিডের সাথে বিক্রিয়া করে। HNO_3 এর সাথে Al এর বিক্রিয়ায় Al নিষ্ক্রিয় হয়।
$Al + NaOH + H_2O \longrightarrow Na[Al(OH)_4] + H_2$	কেবল Al এবং Ga এ বিক্রিয়া করে।
$M + NH_3 \longrightarrow MNH_2$	সবগুলো ধাতু অ্যামাইড গঠন করে।

বোরন এবং অ্যালুমিনিয়ামের তুলনামূলক রসায়ন (Comparative chemistry of boron and aluminium)

(১) অতি ক্ষুদ্র আকারের কারণে বোরনের যোজনী স্তরের ইলেকট্রনগুলো নিউক্লিয়াস দ্বারা প্রবলভাবে আকর্ষিত হয়। এটি কখনো B^{3+} আয়ন গঠন করে না। কিন্তু অ্যালুমিনিয়ামের আকার তুলনামূলকভাবে অনেক বড় এবং এর আয়নীকরণ শক্তির মানও তুলনামূলকভাবে কম। এজন্য অ্যালুমিনিয়াম Al^{3+} আয়ন গঠন করে।

(২) বোরনের ক্ষুদ্র আকারের কারণে এর আয়নীকরণ শক্তি এবং ইলেকট্রোনেগেটিভিটি উচ্চ মান থাকে। এজন্য বোরন একটি অধাতু। অ্যালুমিনিয়ামের আকার বড় হওয়ায় এর আয়নীকরণ শক্তি এবং ইলেকট্রোনেগেটিভিটি উভয়ের মান কম হয়। এজন্য অ্যালুমিনিয়াম একটি ধাতু।

(৩) বোরনের কেলসের বিশেষ ধরনের গঠনের কারণে এর গলনাংক খুব উচ্চ হয় ($2180^\circ C$) ; অ্যালুমিনিয়াম একটি ধাতুর মৌল, এর গলনাংক তুলনামূলকভাবে অনেক কম ($660^\circ C$)।

(৪) বোরনের সকল যৌগই সমযোজী হয়। অ্যালুমিনিয়াম সমযোজী এবং আয়নিক উভয় প্রকার যৌগ গঠন করে।

(৫) যোজনী স্তরে চারটি অরবিটাল (একটি s + তিনটি p) উপস্থিত থাকায় জটিল যৌগগুলোতে বোরনের সন্নিবেশ সংখ্যা সর্বোচ্চ চার হয়। কিন্তু s ও p অরবিটাল ছাড়াও যোজনী স্তরে ফাঁকা d অরবিটাল উপস্থিত থাকায় দুটি d অরবিটাল ব্যবহার করে জটিল যৌগগুলোতে অ্যালুমিনিয়ামের সন্নিবেশ সংখ্যা ছয় হতে পারে।

(৬) রাসায়নিকভাবে বোরনের গুলনায় অ্যালুমিনিয়াম অনেক বেশি সক্রিয় যেমন, লঘু এসিড দ্রবণের সাথে বোরনের কোনো বিক্রিয়া হয় না, কিন্তু Al^{3+} লঘু এসিড দ্রবণের সাথে বিক্রিয়া করে লবণ এবং হাইড্রোজেন উৎপন্ন করে।

(৭) B_2O_3 একটি এসিডিক অক্সাইড, কিন্তু Al_2O_3 একটি উভধর্মী অক্সাইড।

(৮) H_3BO_3 (যাকে B (OH) $_3$ হিসেবে লেখা যায়) একটি দুর্বল এসিড, এর কোনো উভধর্মী বৈশিষ্ট্য নেই; $\text{Al}(\text{OH})_3$ প্রধানত ক্ষারধর্মী এবং এর কিছু উভধর্মী বৈশিষ্ট্য রয়েছে।

(৯) বোরনের হাইড্রাইড যৌগগুলো গ্যাসীয়, এরা বাতাসের সংস্পর্শে জ্বলে উঠে এবং পানি দ্বারা দ্রুত আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়। কিন্তু অ্যালুমিনিয়াম একটি হাইড্রাইড যৌগ গঠন করে যা একটি কঠিন পলিমার পদার্থ, $(\text{AlH}_3)_n$ ।

(১০) BF_3 ছাড়া বোরনের অন্য হ্যালাইড যৌগগুলো অতি দ্রুত আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়। কিন্তু অ্যালুমিনিয়ামের হ্যালাইড যৌগগুলো কেবল আংশিকভাবে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়।

(১১) বোরন অনেকগুলো বোরোট যৌগ গঠন করে যাদের গঠন অতি জটিল (যেমন লব্ধা শিকল, বলয়, সীট এবং ত্রিমাত্রিক কাঠামো)। অ্যালুমিনিয়াম অনুরূপ কোনো যৌগ গঠন করে না।

(১২) কিছু বৈজ্ঞানিক ক্ষেত্র ছাড়া বোরনের ব্যবহার প্রায় নেই বললেই চলে। কিন্তু অ্যালুমিনিয়াম একটি অতি প্রয়োজনীয় ধাতু যা বিভিন্ন নির্মাণ কার্যে ব্যবহার করা হয়।

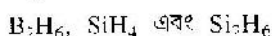
সিলিকনের সাথে বোরনের কর্ণ সম্পর্ক (Diagonal relationship of boron with silicon) নিম্ন গ্রুপের মৌলগুলোর সাথে বোরনের ধর্মের পার্থক্য খুব বেশি হলেও পরবর্তী গ্রুপের মৌল সিলিকনের ধর্মের সাথে এর ধর্মের অনেক মিল দেখা যায়। দুটি মৌলের ধর্মের এরূপ সাদৃশ্যকে কর্ণ সম্পর্ক (diagonal relationship) বলা হয়। B^{3+} এবং Si^{4+} আয়নের চার্জ/ব্যাসার্ধ অনুপাতের মান প্রায় সমান। বোরন এবং সিলিকনের ধর্মের সাদৃশ্যের এটিই মূল কারণ। নিচে সিলিকনের সাথে বোরনের কয়েকটি সাদৃশ্য উল্লেখ করা হয়েছে।

(১) B এবং Si উভয়েই অধাতব মৌল। বোরনের বিদ্যুৎ পরিবহন ক্ষমতা খুব কম। সিলিকনও একটি অর্ধপরিবাহী।

(২) B এবং Si উভয়ের অক্সাইড যৌগগুলো (B_2O_3 এবং SiO_2) এসিডধর্মী, সমযোজী এবং অত্যন্ত পলিমার অণু।

(৩) উভয়ের হ্যালাইডগুলো (BCl_3 এবং SiCl_4) সমযোজী এবং পানিতে সম্পূর্ণরূপে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়।

(৪) উভয়ে হাইড্রাইড যৌগ গঠন করে এবং হাইড্রাইডগুলো দহন গ্যাসীয় পদার্থ এরা পানিতে দ্রুত আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়। উদাহরণ :



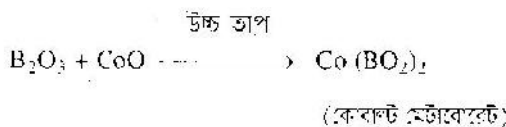
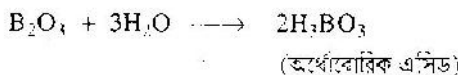
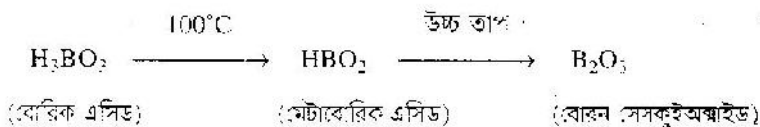
(৫) বোরোট এবং সিলিকেট পলিমারগুলোর গাঠনিক কাঠামো একই নীতির উপর প্রতিষ্ঠিত (তিনয় ক্ষেত্রে অক্সিজেন পরমাণু শেয়ার করে পলিমার কাঠামো গঠিত হয়)।

বোরনের অক্সিজেন যৌগসমূহ (Oxygen compounds of boron)

বোরনের সবচেয়ে বেশি প্রয়োজনীয় যৌগগুলো হলো অক্সিজেনযুক্ত যৌগ। প্রাকৃতিকভাবে প্রাপ্ত বোরনের সবগুলো যৌগই অক্সিজেন উপস্থিত থাকে এরূপ যৌগগুলোতে প্রধানত ত্রিকোণী BO_3 একক এবং কখনো কখনো চতুস্তলকীয় BO_4 একক উপস্থিত থাকে $B-O$ বন্ধন খুবই মজবুত (বন্ধন শক্তি $560 - 790 \text{ kJ mol}^{-1}$)।

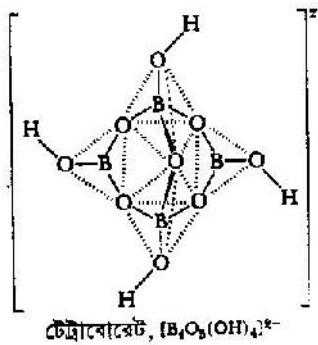
বোরন অক্সাইড (Boron oxide) : বোরনের প্রধান অক্সাইড যৌগটি হলো বোরন সেক্সকুইঅক্সাইড, B_2O_3 । বোরিক এসিডকে তাপ বিগলিত করে এটি পাওয়া যায়। এটি একটি কাচ সদৃশ পদার্থ। অক্সিজেন সেতুর মাধ্যমে B_2O_3 বলয়গুলো এনোমেরোভাবে যুক্ত হয়ে এর পলিমার কাঠামো গঠিত হয়।

B_2O_3 একটি এসিডধর্মী অক্সাইড যা পানির সাথে বিক্রিয়া করে অর্থে বোরিক এসিড, $B(OH)_3$ গঠন করে এবং বিভিন্ন ধাতুর অক্সাইডের সাথে উত্তপ্ত করলে বোরোট কাচ সৃষ্টি করে



বোরোটসমূহ (Borates) : প্রকৃতিতে অনেকগুলো বোরোট যৌগ পাওয়া যায়। সাধারণত এগুলো আর্দ্র অবস্থায় থাকে বোরিক এসিড এবং ধাতব অক্সাইডের মিশ্রণকে তাপ বিগলিত করে অন্যত্র বোরোট প্রস্তুত করা যায়। জলীয় দ্রবণ থেকে আর্দ্র বোরোটের কেলান তৈরি করা যায়। বোরোট যৌগগুলোর রাসায়নিক সংযুক্তি (উদাহরণ : $KV_3O_8 \cdot 4H_2O$, $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$, CaB_2O_4 এবং $Mg_2B_2O_7 \cdot 2H_2O$) এদের অ্যানায়নের গঠন সম্পর্কে কোনো সঠিক ধারণা দিতে পারে না। BO_3 এবং/অথবা BO_4 এককগুলো অক্সিজেন পরমাণু শেয়ার করে চক্রিক অথবা রৈখিক পলিঅক্সো বোরোট অ্যানায়ন গঠন করে।

৪.৩ চিত্রে কেলসিত বোরট যৌগগুলোতে সচরাচর প্রাপ্ত বোরট অ্যানায়নগুলোর গাঠনিক কাঠামো দেখানো হয়েছে। লক্ষণীয় যে, কাঠামো সৃষ্টিকারী B - O এককগুলোতে বিভিন্ন পরিমাণে প্রোটনযুক্ত হতে পারে এবং কাঠামোর বোরন পরমাণুগুলো হয় চতুষ্কলকীয়ভাবে নতুবা সমতল ত্রিকোণীয়ভাবে পরিবেষ্টিত থাকে। উদাহরণস্বরূপ, বোরাক্স ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) এর অ্যানায়ন টেট্রাবোরটের গাঠনিক কাঠামো নিম্নরূপ :



অনার্ধ বোরট যৌগগুলোতে BO_3^{3-} এবং $\text{B}_2\text{O}_7^{4-}$ আয়নগুলো প্রায়শ উপস্থিত থাকে, অতি দীর্ঘ পলিমার অ্যানায়ন $(\text{BO}_2)_n^-$ কেও সচরাচর পাওয়া যায়, যেমন $\text{Ca}(\text{BO}_2)_2$ যৌগে এটি উপস্থিত থাকে।

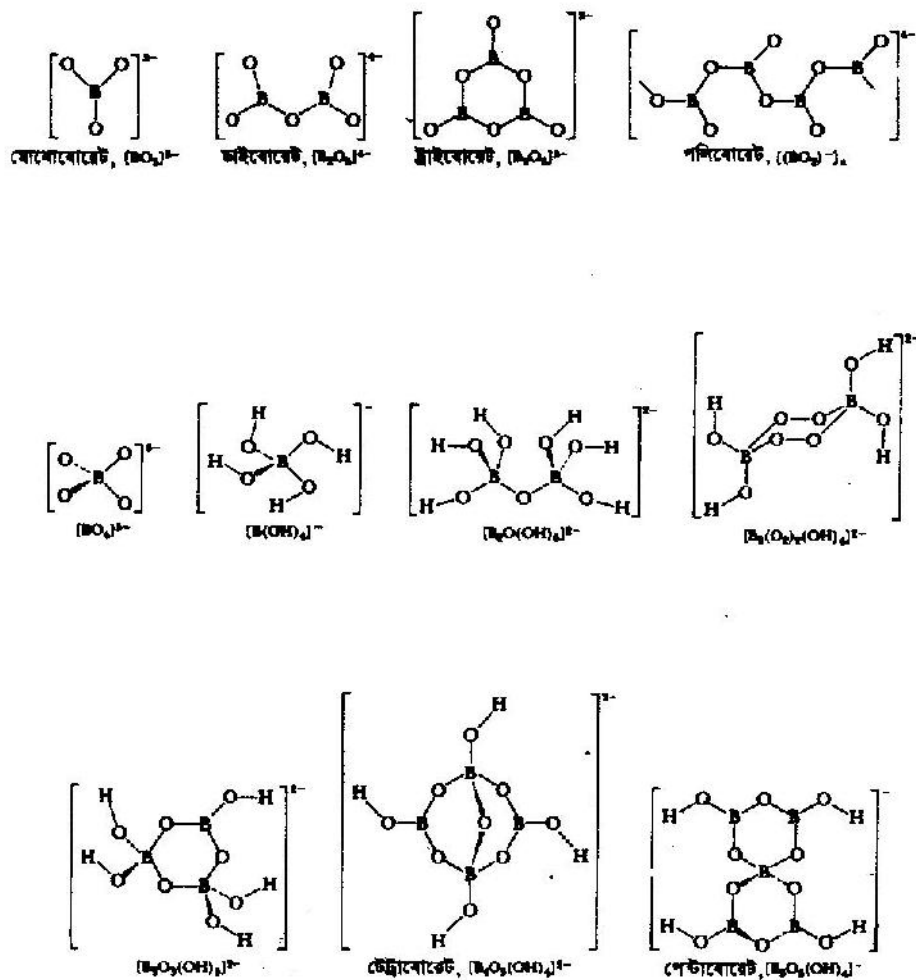
আর্দ্র বোরটগুলোর কেলসনে পলিঅক্সো অ্যানায়ন উপস্থিত থাকে। এদের গঠনে নিম্নলিখিত বৈশিষ্ট্যগুলো লক্ষ্য করা যায়।

(১) ত্রিকোণী BO_3 এবং চতুষ্কলকীয় BO_4 উভয় গ্রুপই বোরটে অ্যানায়নে উপস্থিত থাকে। BO_4 গ্রুপের সংখ্যা অ্যানায়নের চার্জের সংখ্যার সমান হয়। উদাহরণ হিসেবে $\text{KB}_3\text{O}_8 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ যৌগে একটি BO_4 এবং চারটি BO_3 একক উপস্থিত থাকে, কিন্তু $\text{Ca}_2\text{B}_5\text{O}_{11} \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ যৌগে সয়টি BO_4 এবং দুটি BO_3 একক উপস্থিত থাকে।

(২) যেসব অ্যানায়নে BO_4 গ্রুপ উপস্থিত থাকে না [যেমন টেট্রাবোরট, $\text{B}_4\text{O}_7^{4-}$] অথবা কেটেবোরিক এসিড, $\text{B}_3\text{O}_6(\text{OH})_3$] তারা অতি দ্রুত পানিযুক্ত হয়ে তাদের গাঠনিক কাঠামো পরিবর্তন করে।

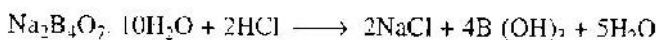
(৩) চতুষ্কলকীয় বোরন পরমাণু শেষার করে দুটি বা তারও বেশি বলয় যুক্ত হয়ে একটি বৃহৎ বোরটে অ্যানায়ন গঠিত হতে পারে।

৪.৩ চিত্রে গাঠনিক কাঠামোর একরূপ বৈশিষ্ট্যের একাধিক উদাহরণ রয়েছে।

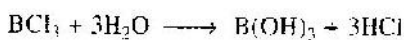


চিত্র ৪.৩ : বিভিন্ন প্রকার বোরেট অ্যানায়নের গঠনিক কাঠামো

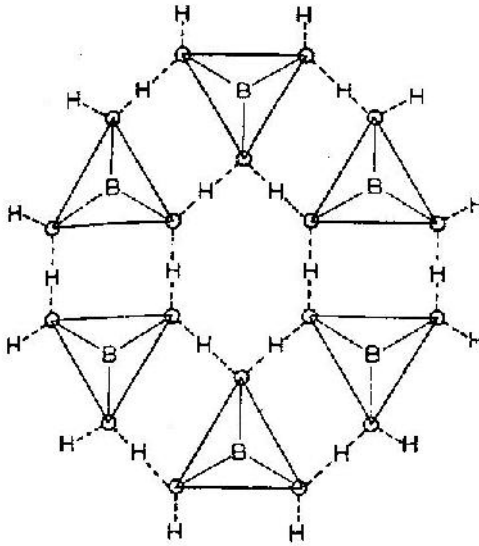
বোরিক এসিড (Boric acid) : বোরেট যৌগগুলোকে এসিড দ্রবণের সাথে বিক্রিয়া করে অথবা বোরন ট্রাইহ্যালাইডকে আর্দ্র বিশ্লেষিত করে বোরিক এসিড, $B(OH)_3$ প্রস্তুত করা যায়



(বোরাক্স)



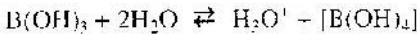
এর কেলাসের অকৃতি সুচের মতো অনেকগুলো $B(OH)_3$ একক হাইড্রোজেন বন্ধনের মাধ্যমে যুক্ত হয়ে প্রায় ষড়ভুজ প্রতিসাম্যের একটি সমতল অতিকায় সীট কঠিনে গঠন করে (চিত্র ৪.৪)।



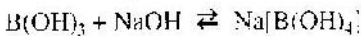
চিত্র ৪.৪ : বোরিক এসিডের হাইড্রোজেন বন্ধনযুক্ত কাঠামো

একটি সীট থেকে পরবর্তী সীটের দূরত্ব যথেষ্ট বেশি (3.18 Å)। ফলে খুব সহজেই কেলাসগুলো ভেঙে গিয়ে অতি ক্ষুদ্র কণায় পরিণত হয়। এজন্য বোরিক এসিড একটি পিচ্ছিল পদার্থ।

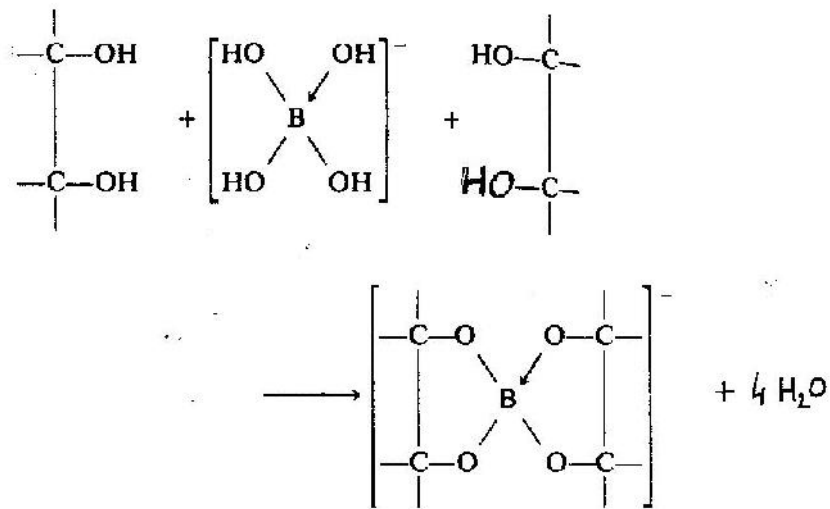
বোরিক এসিড পানিতে দ্রবীভূত হয়। এটি একটি দুর্বল এক-ক্ষারকীয় এসিড। অধিকাংশ এসিডের মতো এটি প্রোটন দান করে না, বরং OH^- গ্রহণ করে। এজন্য এটি একটি লুইস এসিড।



পানির সাথে অংশিকভাবে বিক্রিয়া করে H_3O^+ এবং $[B(OH)_4]^-$ আয়ন সৃষ্টি করে বলে এটি দুর্বল এসিড হিসেবে আচরণ করে। একে NaOH দ্রবণ দ্বারা সম্ভাব্যজনকভাবে টাইট্রেশন করা যায় না, কারণ কোনো সুস্পষ্ট শেষ-বিন্দু শনাক্ত করা যায় না। কিন্তু গ্লিসারিন অথবা অন্য কোনো সিস্-ডাইঅল যৌগ যৌগ করলে বোরিক এসিড একটি তীব্র এসিড হিসেবে আচরণ করে এবং একে সম্ভাব্যজনকভাবে NaOH দ্রবণ দ্বারা টাইট্রেশন করা যায়।

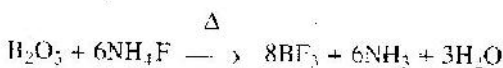


সিস্-ডাইঅল যৌগটি $[B(OH)_4]^-$ আয়নের সাথে একটি অতি সুস্থিত কিলেট জটিল গঠন করে। দ্রবণ থেকে $[B(OH)_4]^-$ আয়ন অপসারণ করে ফলে এরূপ তাই-অল যৌগের উপস্থিতিতে বোরিক এসিড একটি তীব্র এসিড হিসেবে আচরণ করতে পারে।



ট্রাইহ্যালাইড যৌগসমূহ (Trihalides)

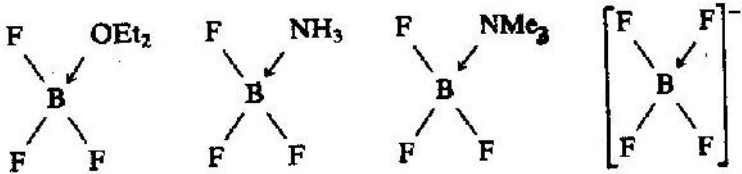
GrIII A(13) এর সবগুলো মৌলই ট্রাইহ্যালাইড যৌগ গঠন করে বোরনের হ্যালাইডগুলো সমযোজী। BF_3 একটি গ্যাস, BCl_3 একটি তরল এবং BI_3 একটি কঠিন পদার্থ। BF_3 প্রচুর পরিমাণে উৎপাদন করা হয়। এটি প্রস্তুতের দুটি পদ্ধতি নিচে বিস্তারিত সহযোগে দেখানো হয়েছে:



BF_3 একটি সমতল ত্রিকোণী অণু। তিনটি F পরমাণুর সাথে তিনটি একক বন্ধন গঠন করে বোরনের যোজনী স্তরে মাত্র ছয়টি ইলেকট্রন পাওয়া যায়। ইলেকট্রনের অষ্টক পূর্ণ করার জন্য একটি F পরমাণু ও'ব একটি ইলেকট্রনপূর্ণ p অরবিটাল দিয়ে বোরনের একটি ফাঁকা p অরবিটালের সাথে পাশাপাশি অধিক্রমণ করে একটি π বন্ধন গঠন করে। যেহেতু π বন্ধনটি গঠনের সম্ভাবনা সবগুলো F পরমাণুর জন্য সমান সেক্ষেত্রে এ বন্ধনটি কোনো নির্দিষ্ট একটি B-F বন্ধনের মধ্যে সীমাবদ্ধ না থেকে সবগুলো B-F বন্ধনের মধ্যে সমানভাবে বিস্তৃত থাকে (delocalized)। অতএব BF_3 অণুতে B-F বন্ধনগুলো আংশিকভাবে দ্বি-বন্ধন প্রকৃতি বিশিষ্ট হয়।

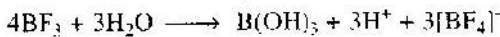
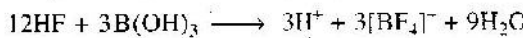
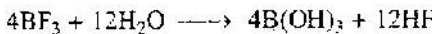


BF_3 অণুর ফাঁকা p অরবিটালটি Et_2O , NH_3 , $(\text{CH}_3)_3\text{N}$, F^- ইত্যাদি অণু/আয়নের এক জোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন (lone pair of electrons) দিয়েও পূর্ণ হতে পারে। এটি ঘটলে একটি চতুস্তলকীয় অণু বা আয়ন গঠিত হয়।

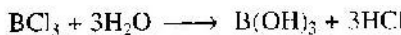


চতুস্তলকীয় অণু/আয়ন গঠিত হলে π বন্ধনের আর কোন সুযোগ থাকে না। এ কারণে BF_3 অণুর $\text{B}-\text{F}$ দূরত্ব (1.30 \AA) অপেক্ষা চতুস্তলকীয় অণু/আয়নের $\text{B}-\text{F}$ দূরত্ব অনেক বেশি হয় ($\text{H}_3\text{N} \rightarrow \text{BF}_3$ অণুতে $\text{B}-\text{F} = 1.38 \text{ \AA}$, $\text{Me}_3\text{N} \rightarrow \text{BF}_3$ অণুতে $\text{B}-\text{F} = 1.39 \text{ \AA}$)। বোরন হ্যালাইডগুলো বিভিন্ন অণু এবং আয়ন থেকে এক জোড়া ইলেকট্রন গ্রহণ করতে পারে বলে এরা লুইস এসিড হিসেবে কাজ করে।

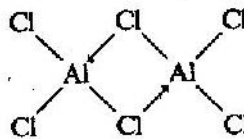
সবগুলো বোরন হ্যালাইড পানি দ্বারা আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়। BF_3 আর্দ্রিকভাবে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়ে হ্যালাইডবোরেট উৎপন্ন করে। প্রথমে উৎপন্ন HF অবশিষ্ট বোরিক এসিডের সাথে বিক্রিয়া করে বলে এরূপ হয়।



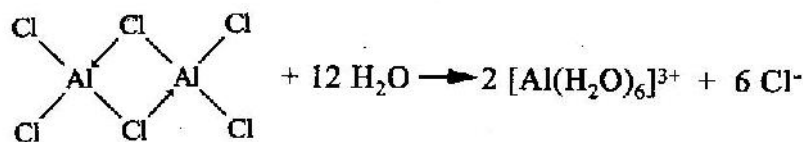
অন্য হ্যালাইডগুলো সম্পূর্ণরূপে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয় এবং বোরিক এসিড উৎপন্ন করে।



Al , Ga , In এবং Tl এর ফ্লোরাইডগুলো আয়নিক যৌগ এবং এদের গলনাংক উচ্চ। অনর্ড অবস্থায় অন্য হ্যালাইডগুলো প্রধানত সমযোজী। AlCl_3 , AlBr_3 এবং GaCl_3 ডাইমার হিসেবে অবস্থান করে ধাতুর ইলেকট্রন একটিকে পূর্ণ করে। বেনজিন এবং অন্যান্য মেরুহীন দ্রাবকে দ্রবীভূত অবস্থায়ও এদের ডাইমার অবস্থা অক্ষুণ্ণ থাকে।



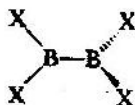
কিন্তু পানিতে দ্রবীভূত হলে হাইড্রেশন শক্তির উচ্চ মানের কারণে সমযোজী ডাইমার অণু ভেঙে যায়।



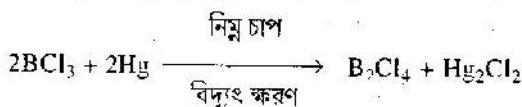
GrIII A(13) মৌলগুলোর যোজনী স্তরে তিনটি ইলেকট্রন থাকে। তিনটি সমযোজী বন্ধন গঠিত হলে মৌলগুলোর যোজনী স্তরে ছয়টি ইলেকট্রন হয়। BX_3 যৌগগুলোতে π বন্ধন গঠনের মাধ্যমে ইলেকট্রনের অকটেট পূর্ণ হয়। কিন্তু গ্রুপের অন্য মৌলগুলো তাদের বৃহৎ আকারের কারণে π বন্ধন গঠন করতে পারে না, এজন্য এদের ট্রাইহ্যালাইডগুলো ডাইমার গঠন করে ইলেকট্রনের অকটেট পূর্ণ করে। ফ্রিডেল-ক্রাফট অ্যালকাইলেশন এবং অ্যাসিটাইলেশন বিক্রিয়ায় অনর্ড AlCl_3 একটি প্রভাবক হিসেবে ব্যবহৃত হয়।

ডাইহ্যালাইড যৌগসমূহ (Dihalides)

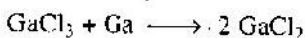
বোরন B_2X_4 সংকেতবিশিষ্ট হ্যালাইড গঠন করে। এদের মধ্যে $\text{B}-\text{B}$ বন্ধন উপস্থিত থাকে।



নিচের বিক্রিয়া অনুসারে B_2Cl_4 প্রস্তুত করা যায় :



গ্যালিয়াম এবং ইনডিয়ামও ডাইহ্যালাইড গঠন করে :

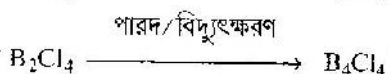


(গ্যাস)

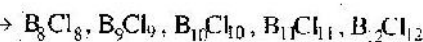
Ga এবং In এর ডাইহ্যালাইডগুলোতে প্রকৃতপক্ষে M(I) এবং M(III) আয়ন উপস্থিত থাকে। যেমন GaCl_2 হলো $\text{Ga}^+ [\text{Ga}^{\text{III}}\text{Cl}_4]^-$ এবং InCl_2 হলো $\text{In}^+ [\text{In}^{\text{III}}\text{Cl}_4]^-$ । অতএব ডাইহ্যালাইড যৌগগুলোতে বাস্তবে কোনো দ্বিযোজী মৌল উপস্থিত থাকে না।

মোনোহ্যালাইডসমূহ (Monohalides)

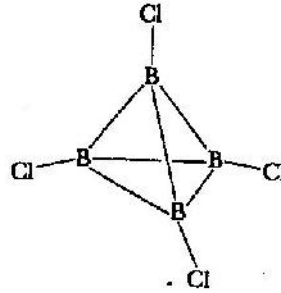
বোরন কতিপয় সুস্থিত মোনোহ্যালাইড পলিমার $(\text{BX})_n$ গঠন করে।



ধীর গতিতে বিয়োজন



B_4Cl_4 , B_5Cl_5 এবং B_9Cl_9 যৌগগুলো কেলসাকৃতির কঠিন পদার্থ এবং এদের গঠন খুবই জটিল। নিচে B_4Cl_4 এর গাঠনিক কঠামো দেখানো হয়েছে।



মোনোহ্যালাইড পলিমারগুলোতে প্রতিটি বোরন অপর তিনটি বোরন পরমাণু এবং একটি হ্যালাজেন পরমাণুর সাথে যুক্ত থাকে। যেহেতু B পরমাণুতে বোজনী স্তরে কেবল তিনটি ইলেকট্রন উপস্থিত থাকে এ যৌগগুলোতে $2e - 2e$ বন্ধন গঠনের জন্য প্রয়োজনীয় সংখ্যক ইলেকট্রন পাওয়া যায় না। সম্ভবত যৌগগুলোতে বহুকেন্দ্রিক σ বন্ধন গঠিত হয়।

উচ্চ তাপমাত্রায় Al, Ga এবং In গ্যাসীয় অবস্থায় MX যৌগ গঠন করে।

উচ্চ তাপমাত্রা



এ যৌগগুলো খুব সুস্থিত নয় এবং সমযোজী প্রকৃতিবিশিষ্ট।

থ্যালিয়াম একবোজী হ্যালাইড গঠন করে এবং এগুলো থ্যালিয়াম ট্রিহ্যালাইড অপেক্ষাও বেশি সুস্থিত। এ ঘটনা নিষ্ক্রিয় ইলেকট্রন যুগলের ধারণাকে প্রতিষ্ঠিত করে। TIF একটি আয়নিক যৌগ।

বোরনের হাইড্রাইডসমূহ (Hydrides of boron)

বোরেনসমূহ (Boranes) : বোরন অনেকগুলো আণবিক হাইড্রাইড যৌগ গঠন করে। এদেরকে বোরেন বলা হয়। কয়েকটি বোরেন যৌগের উদাহরণ হলো B_2H_6 , B_4H_{10} , B_5H_{15} , $B_{10}H_{14}$ এবং $B_{10}H_{16}$ । বোরন হাইড্রাইড যৌগগুলোর নামকরণে বোরেন শব্দের পূর্বে বোরন পরমাণুর সংখ্যা বানান করে এবং শেষে হাইড্রোজেন পরমাণুর সংখ্যা সংকেত লেখা হয়। যেমন B_4H_{10} এর নাম লেখা হয় টেট্রাবোরেন-10 এবং $B_{10}H_{14}$ এর নাম লেখা হয় ডেকাবোরেন-14।

ডাইবোরেন-6 (Diborane-6), B_2H_6 : সাধারণ তাপমাত্রায় ইথার দ্রবণে সোডিয়াম বোরোহাইড্রাইডের সাথে BF_3 এর বিক্রিয়া করে ডাইবোরেন-6 প্রস্তুত করা হয়।



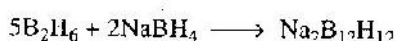
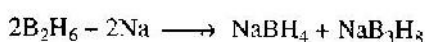
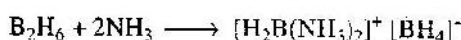
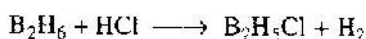
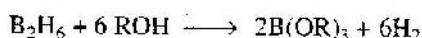
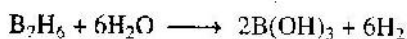
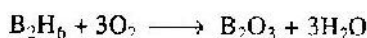
শিল্পক্ষেত্রে উচ্চ তাপমাত্রায় BF_3 -কে NaH দ্বারা বিস্ফারিত করে B_2H_6 প্রস্তুত করা হয়।



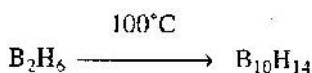
সারণি ৪৫ : কৃত্রিম্য বোরক যৌগের ধর্ম।

আণবিক সংকেত	নাম	গলনংক (°C)	স্ফুটনংক (°C)	তাপীয় স্থিতি	বাস্যের সাধে বিক্রিয়া (25°)	পানির সাধে বিক্রিয়া
B ₂ H ₆	ডাইবোরেন-৬	-164.8	-92.6	25°C তাপমাত্রায় স্থিতি	স্বতঃস্ফূর্তভাবে স্থলে উঠে	অতি দ্রুত আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়
B ₂ H ₁₀	টেট্রাবোরেন-১০	-120	18	25°C তাপমাত্রায় বিয়োজিত হয়	বিশুদ্ধ হলে স্বতঃস্ফূর্তভাবে স্থলে না	ধীর গতিতে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়
B ₃ H ₉	পেন্টাবোরেন-৯	-46.6	48	25°C তাপমাত্রায় স্থিতি	স্বতঃস্ফূর্তভাবে স্থলে	উত্তপ্ত করলে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়
B ₄ H ₁₁	হেক্সাবোরেন-১১	-123	63	25°C তাপমাত্রায় অতি দ্রুত বিয়োজিত হয়	স্বতঃস্ফূর্তভাবে স্থলে	অতি দ্রুত আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়
B ₆ H ₁₀	হেক্সাবোরেন-১০	-62.3	108	25°C তাপমাত্রায় ধীরে বিয়োজিত হয়	স্বতঃস্ফূর্তভাবে স্থলে	উত্তপ্ত করলে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়
B ₆ H ₁₂	হেক্সাবোরেন-১২	-82.3	80-90	25°C তাপমাত্রায় ধীরে বিয়োজিত হয়		মাত্রিকভাবে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়
B ₈ H ₁₂	অক্টাবোরেন-১২	-20	--	-20°C তাপমাত্রায় উষ্ণে বিয়োজিত হয়	--	
B ₁₀ H ₁₄	ডেকাবোরেন-১৪	99.7	213	150°C তাপমাত্রায় পৰ্যন্ত স্থিতি	অতি স্থিতি	অতি ধীরে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়

ডাইবোরেন একটি গ্যাস (স্ফুটনাংক -92.6°C) যা বাতাসে স্বতঃস্ফূর্তভাবে জ্বলে উঠে। এটি পানির সংস্পর্শেও দ্রুত অর্ধ বিশ্লেষিত হয়। নিচে ডাইবোরেনের কতিপয় বিক্রিয়ার সমীকরণ দেয়া হয়েছে।



উচ্চতর বোরেনসমূহ (The higher boranes) : ডাইবোরেনকে (কখনো কখনো H_2 সহ) উত্তপ্ত করে উচ্চতর বোরেনসমূহ প্রস্তুত করা যায়। বিক্রিয়ার তাপমাত্রা, চাপ এবং সময়ের উপর নির্ভর করে বিভিন্ন প্রকার বোরেন পাওয়া যায়। অধিকাংশ উচ্চতর বোরেন যৌগ তরল পদার্থ, কিন্তু B_6H_{10} এবং $\text{B}_{10}\text{H}_{14}$ কঠিন পদার্থ। আণবিক ওজন বৃদ্ধির সাথে বোরেন যৌগগুলোর সক্রিয়তা কমেতে থাকে। যেমন $\text{B}_{10}\text{H}_{14}$ বাতাসের সাথে বিক্রিয় করে না এবং একে জলীয় দ্রবণ থেকেও আলাদা করা যায়। B_2H_6 -কে 100°C তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করে এটি প্রস্তুত করা যায়।

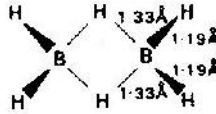


৪.৫ সারণিতে কয়েকটি বোরেনের ধর্ম উল্লেখ করা হয়েছে।

বোরেনসমূহের গাঠনিক কাঠামো এবং বন্ধন প্রকৃতি (Structures and bonding in the boranes)

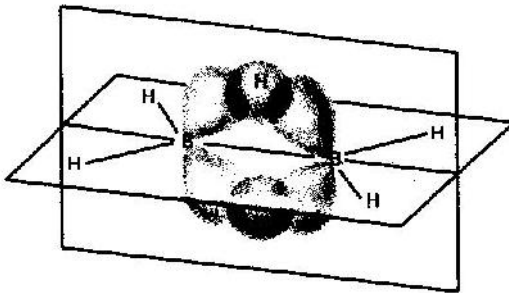
বোরেন যৌগগুলোর গাঠনিক বিন্যাস এবং বন্ধন প্রকৃতি খুবই কৌতূহলোদ্দীপক। এগুলো অন্য হাইড্রাইড যৌগ থেকে পৃথক ধরনের। পাশাপাশি অবস্থিত সবগুলো পরমাণুর হুগলের মধ্যে সাধারণ $2s-2e$ বন্ধন গঠনের জন্য এ যৌগগুলোতে যথেষ্ট সংখ্যক ইলেকট্রন থাকে না। এজন্য এ যৌগগুলোকে ইলেকট্রন ঘাটতি যৌগ বলা হয়।

ডাইবোরেন অণুতে মোট বারটি যোজনী ইলেকট্রন থাকে, দুটি বোরন পরমাণু থেকে ছয়টি এবং ছয়টি হাইড্রোজেন পরমাণু থেকে ছয়টি। ইলেকট্রন অপবর্তন পরীক্ষা (electron diffraction experiment) থেকে এ অণুর নিম্নলিখিত গাঠনিক কাঠামো নির্ণয় করা হয়েছে।



সেতু সৃষ্টিকারী হাইড্রোজেন দুটি অবশিষ্ট পরমাণুগুলো দ্বারা গঠিত সমতলের সাথে লম্বভাবে অবস্থিত থাকে এবং এরা B পরমাণু দুটির মধ্যে মুক্ত ঘূর্ণনে বাধা সৃষ্টি করে। গাঠনিক বিন্যাস থেকে দেখা যায় দুটি হাইড্রোজেন পরমাণু অবশিষ্ট চারটি হাইড্রোজেন পরমাণু থেকে পৃথক পরিবেশে অবস্থিত। ডাইবোরেন অণুর রমন বর্ণালি এ ধারণাকে সম্ভবতীতভাবে প্রমাণ করে। আবার রাসায়নিক বিক্রিয়া দ্বারা B_2H_6 এর সর্বোচ্চ চারটি H পরমাণুকে মিথাইল গ্রুপ দ্বারা প্রতিস্থাপন করা যায়। $Me_4B_2H_2$ -কে আরো মিথাইলেশন করতে গেলে অণুটি ভেঙে গিয়ে Me_3B গঠিত হয়। এ বিক্রিয়া থেকেও প্রমাণিত হয় যে B_2H_6 অণুর চারটি H পরমাণু এক ধরনের (এগুলো মিথাইল গ্রুপ দ্বারা অপসারণ করা যায়) এবং দুটি H পরমাণু ভিন্ন ধরনের (যা অণুকে অখণ্ড রেখে মিথাইল গ্রুপ দ্বারা অপসারণ করা যায় না)।

B_2H_6 অণুর প্রান্তীয় B-H বন্ধন দূরত্ব 1.19 Å যা একটি স্বাভাবিক 2c - 2e বন্ধন দূরত্বের মানের সমান, কিন্তু B-H সেতু বন্ধন দূরত্ব 1.33 Å যা স্বাভাবিক 2c - 2e বন্ধন দূরত্বের মান থেকে অনেক বেশি। ডাইবোরেন অণুর ইলেকট্রন ঘাটতি এ সেতু বন্ধন দুটিতেই থেকে স্পষ্টতই লক্ষ্য করা যায় সেতু বন্ধনগুলো স্বাভাবিক 2c - 2e সমযোজী বন্ধন নয়, কারণ দুটি সেতু সৃষ্টিতে দুটি হাইড্রোজেন পরমাণুর দুটি ইলেকট্রন এবং দুটি বোরন পরমাণুর দুটি ইলেকট্রন নিয়ে মোট চারটি ইলেকট্রন ব্যবহৃত হয়। উভয় বোরন পরমাণু থেকে একটি sp^3 হাইব্রিড অরবিটাল হাইড্রোজেন পরমাণুর একটি 1s অরবিটালের সাথে অধিক্রমণ ঘটায়। এভাবে তিনটি নিউক্লিয়াসকে ঘিরে একটি বিস্তারিত (delocalized) আংশিক অরবিটাল গঠিত হয় যার মধ্যে এক জোড়া ইলেকট্রন প্রবেশ করে একটি B-H-B সেতু সৃষ্টি করে (চিত্র ৪.৫)। এটি একটি 3c - 2e বন্ধন। একইভাবে দ্বিতীয় আর একটি 3c - 2e সেতু বন্ধন গঠিত হয়।



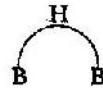
চিত্র ৪.৫ : B_2H_6 অণুতে দুটি 3c - 2e B-H-B সেতু বন্ধন সৃষ্টি।

তাইবোরেনের গঠনে দুই ধরনের বন্ধন উপস্থিত থাকে : $2c - 2e$ B - H বন্ধন এবং $3c - 2e$ B - H - B বন্ধন। উচ্চতর বোরন হাইড্রাইডসমূহে এ দুই প্রকার বন্ধন ছাড়াও আরো তিন ধরনের বন্ধন উপস্থিত থাকে : $2c - 2e$ B - B বন্ধন, $3c - 2e$ মুক্ত BBB বন্ধন এবং $3c - 2e$ আবদ্ধ BBB বন্ধন। এ পাঁচ প্রকার বন্ধন উপাদানগুলোকে নিচে দেখানো সংকেতগুলোর মাধ্যমে প্রকাশ করা হয় :

প্রান্তীয় $2c-2e$ বোরন-হাইড্রোজেন বন্ধন



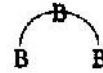
$3c-2e$ হাইড্রোজেন সেতু বন্ধন



$2c-2e$ বোরন-বোরন বন্ধন



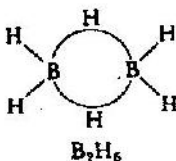
মুক্ত $3c-2e$ BBB বন্ধন



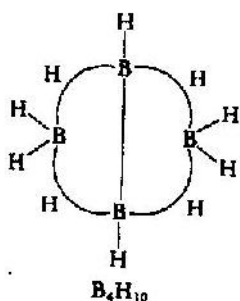
আবদ্ধ $3c-2e$ BBB বন্ধন



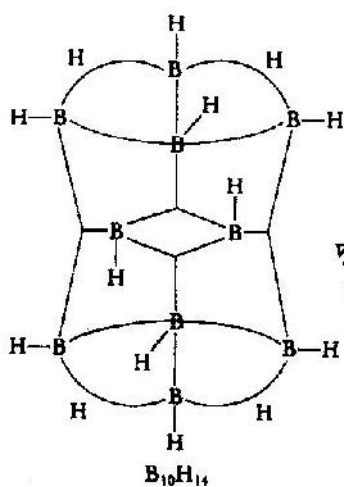
বন্ধন সৃষ্টিকারী এ পাঁচ প্রকার উপাদানকে ব্যবহার করে যে কোনো বোরন হাইড্রাইডের গঠন ব্যাখ্যা করা যায়। নিচে তিনটি বোরন হাইড্রাইড যৌগের ক্ষেত্রে এ উপাদানগুলো ব্যবহার করে তাদের গঠন ব্যাখ্যা করা হয়েছে।



দুটি $3c-2e$ B-H-B সেতু বন্ধন এবং
চারটি $3c-2e$ B-H বন্ধন।



ছয়টি 2c-2e B-H বন্ধন,
একটি 2c-2e B-B বন্ধন এবং
চারটি 3c-2e B-H-B বন্ধন।

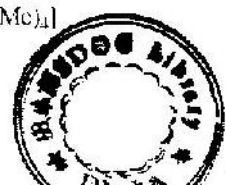
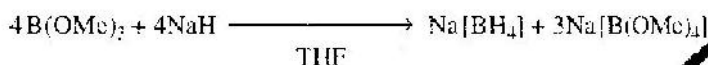


দশটি 2c-2e B-H বন্ধন,
দুটি 2c-2e B-B বন্ধন
চারটি 3c-2e B-H-B সেতু বন্ধন,
দুটি যুক্ত 3c-2e B-B-B বন্ধন এবং
চারটি আবদ্ধ 3c-2e B-B-B বন্ধন

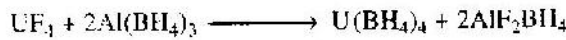
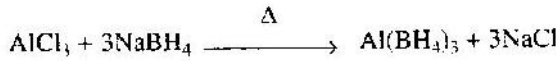
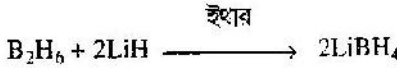
বোরোহাইড্রাইডসমূহ (The borohydrides)

$[BH_4]^-$ গ্রুপ সংবলিত অনেকগুলো সুস্থিত জটিল যৌগ পাওয়া যায়। এদেরকে টেট্রাহাইড্রিডোবোরেট নামকরণ করা উচিত, কিন্তু পুরাতন বোরোহাইড্রাইড নামটি এখনো প্রচলিত রয়েছে। টেট্রাহাইড্রিডোবোরেট আয়ন $[BH_4]^-$ এর আকৃতি চতুস্তলকীয়, এর সোডিয়াম লবণ $Na[BH_4]$ একটি খুবই প্রয়োজনীয় যৌগ। সাধারণত টাইমিথাইল বোরেটের সাথে সোডিয়াম হাইড্রাইডের বিক্রিয়া করে এটি প্রস্তুত করা হয়। এটি একটি আয়নিক যৌগ এবং এর কেলোসের গঠন $NaCl$ এর গঠনের অনুরূপ।

250°C, 35 atm



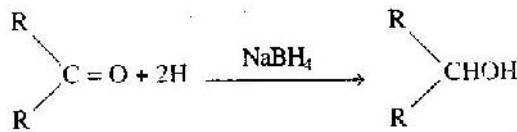
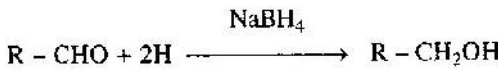
অন্য ধাতুগুলোর বোরোহাইড্রাইড যৌগ প্রস্তুতের কয়েকটি পদ্ধতি নিচে সমীকরণের সাহায্যে দেখানো হয়েছে।



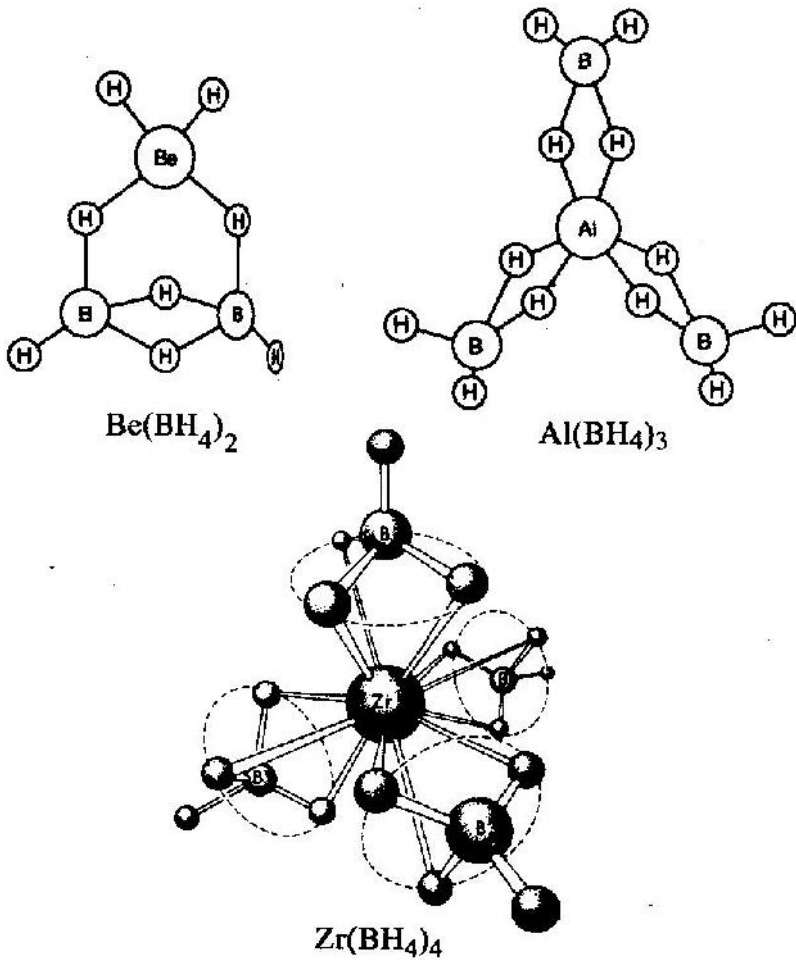
ফার ধাতুর বোরোহাইড্রাইড যৌগগুলো সাদা, আয়নিক যৌগ। $\text{Li}[\text{BH}_4]$ অতি দ্রুত পানিতে অর্ধ বিশ্লেষিত হয়, $\text{Na}[\text{BH}_4]$ -কে শীতল পানি থেকে কেলাসিত করা যায় এবং $\text{K}[\text{BH}_4]$ পানিতে সুস্থিত।



ফার ধাতুর বোরোহাইড্রাইডগুলো অতি প্রয়োজনীয় বিজারক পদার্থ এবং এগুলো অজৈব ও জৈব উভয় প্রকার যৌগের বিজারণের জন্য ব্যবহার করা হয়। $\text{Na}[\text{BH}_4]$ পানি এবং অ্যালকোহল উভয় দ্রবণেই সুস্থিত। অ্যালডিহাইড এবং কিটোন যৌগগুলোকে বিজারণ করার জন্য $\text{Na}[\text{BH}_4]$ ব্যবহার করা হয়।



সকল বোরোহাইড্রাইড যৌগ আয়নিক প্রকৃতির হয় না। বেরিলিয়াম, অ্যালুমিনিয়াম এবং অবস্থান্তর ধাতুর বোরোহাইড্রাইডসমূহ সাধারণত সমযোজী হয় এবং সেজন্য এরা উদ্বায়ী পদার্থ। এসব ক্ষেত্রে $[\text{BH}_4]^-$ গ্রুপটি একটি লিগ্যান্ড হিসেবে কাজ করে এবং ধাতুর আয়নের সাথে যুক্ত হয়ে সমযোজী যৌগ গঠন করে। $[\text{BH}_4]^-$ গ্রুপের এক বা একাধিক হাইড্রোজেন পরমাণু ধাতু আয়নের সাথে $3c - 2e$ বন্ধনের মাধ্যমে যুক্ত হয়ে হাইড্রোজেন সেতু সৃষ্টি করে। সেতু বন্ধনে তিনটি নিউক্লিয়াস দুটি ইলেকট্রন পরা যুক্ত হয়। $[\text{BH}_4]^-$ আয়নের একটি অস্বাভাবিক বৈশিষ্ট্য হলো এটি ধাতুর সাথে একটি, দুটি অথবা তিনটি $3c - 2e$ সেতু বন্ধন গঠন করতে পারে। $\text{Al}(\text{BH}_4)_3$, $\text{Be}(\text{BH}_4)_2$ এবং $\text{Zr}(\text{BH}_4)_4$ যৌগগুলো প্রতিটি সমযোজী। $\text{K}[\text{BH}_4]$ যৌগে প্রতিটি $[\text{BH}_4]^-$ গ্রুপ দুটি করে

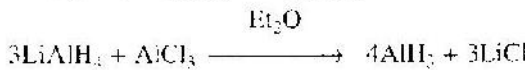
চিত্র ৪.৩ : $\text{Be}(\text{BH}_4)_2$, $\text{Al}(\text{BH}_4)_3$ এবং $\text{Zr}(\text{BH}_4)_4$ এর গঠনিক কাঠামো।

$3c-2e$ সেতু বন্ধন সৃষ্টি করে, কিন্তু $\text{Zr}(\text{BH}_4)_4$ যৌগে প্রতিটি $[\text{BH}_4]$ তিনটি করে $3c-2e$ সেতু বন্ধন সৃষ্টি করে। $\text{Be}(\text{BH}_4)_2$ এর গঠন ভিন্ন ধরনের। এ যৌগে কোনো $[\text{BH}_4]^-$ গ্রুপ থাকে না, একটি B_2H_6 অণু একটি BeH_2 গ্রুপের সাথে দুটি $3c-2e$ হাইড্রোজেন সেতু সৃষ্টি করে। সবগুলো সমযোজী বোরোহাইড্রাইড যৌগ পানির সাথে প্রবল তেজে বিক্রিয়া করে অর্ধ বিশ্লেষিত হয়।

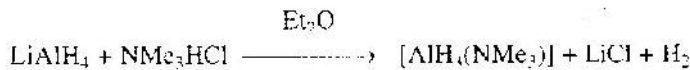
অ্যালুমিনিয়াম, গ্যালিয়াম, ইন্ডিয়াম এবং থ্যালিয়ামের হাইড্রাইড যৌগসমূহ (Hydride compounds of aluminium, gallium, indium and thallium)

GrIIIA(13) এর খাতব মৌলগুলোও বোরনের মতো ইলেকট্রন ঘাটতি হাইড্রাইড যৌগ গঠন করে। AlH_3 একটি বর্ণহীন অনুঘাতী কঠিন পদার্থ যা $\text{Al}-\text{H}-\text{Al}$ বন্ধন গঠনের মাধ্যমে একটি

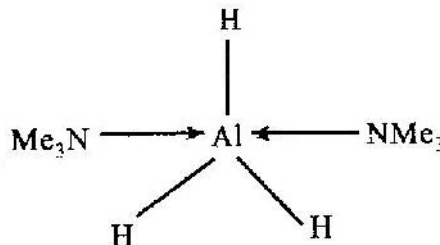
পলিমার হিসেবে প্রবন্ধন করে। 150°C তাপমাত্রার নিচে এটি সুস্থিত, কিন্তু পানির সাথে এটি প্রবল তেজে বিক্রিয়া করে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয় এবং হাইড্রোজেন উৎপন্ন করে। এটি একটি তীব্র বিজারক পদার্থ। ইথার দ্রবণে AlCl_3 এবং LiAlH_4 এর বিক্রিয়া দ্বারা এটি প্রস্তুত করা হয়।



শক্তিশালী লুইস ক্ষারকগুলোর সাথে AlH_3 দ্রুত বিক্রিয়া করে যুত যৌগ (addition compound) গঠন করে, কিন্তু এরূপ যৌগ প্রস্তুতের সহজতর পদ্ধতি হলো নিচে দেখানো সমীকরণের অনুসরণ বিক্রিয়া:



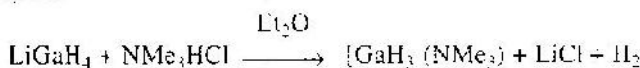
$[\text{AlH}_3(\text{NMe}_3)]$ এর গঠন চতুষ্তলকীয় এবং এটি আর এক অণু NMe_3 সংযুক্ত করে $[\text{AlH}_3(\text{NMe}_3)_2]$ যৌগ গঠন করতে পারে। $[\text{AlH}_3(\text{NMe}_3)_2]$ যৌগটি হলো অ্যালুমিনিয়ামের সর্বপ্রথম অবিষ্কৃত একটি পাঁচ সন্নিবেশ সংখ্যার যৌগ যার অকৃতি ত্রিকোণী দ্বি-পিরামিডের মতো হয়।



গ্যালিয়াম হাইড্রাইড GaH_3 একটি আর্দ্র তরল পদার্থ, গলনাঙ্ক -15°C , যা কক্ষ তাপমাত্রায় বিয়োজিত হয়ে Ga এবং H_2 উৎপন্ন করে। এটিও $3e - 2e \text{ Ga} - \text{H} - \text{Ga}$ বন্ধন গঠনের মাধ্যমে পলিমার হিসেবে প্রবন্ধন করে। নিম্ন তাপমাত্রায় প্রবন্ধনের অনুপস্থিতিতে $[\text{GaH}_3(\text{NMe}_3)]$ এবং BH_3 এর মতো বিক্রিয়া ঘটিয়ে এটি প্রস্তুত করা যায়।



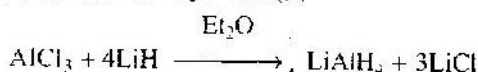
$[\text{GaH}_3(\text{NMe}_3)]$ একটি বর্ণহীন, কেলসী যৌগ (গলনাঙ্ক $7(0.5 \text{ C})$) যা ইথার দ্রবণে LiGaH_4 এবং NMe_3HCl এর বিক্রিয়া থেকে প্রস্তুত করা যায়।



Al এর অনুরূপ যৌগের মতো এটিও আর এক অণু NMe_3 এর সাথে যুক্ত হয়ে পাঁচ সন্নিবেশ সংখ্যার ত্রিকোণী দ্বি-পিরামিডীয় $[\text{GaH}_3(\text{NMe}_3)_2]$ যৌগ গঠন করে। ইনডিয়াম এবং থ্যালিয়াম কোনো সুস্থিত হাইড্রাইড যৌগ গঠন করে না।

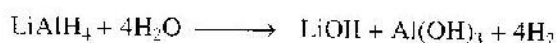
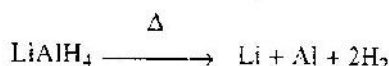
অ্যালুমিনিয়াম অম্লকগুলো টেট্রাহাইড্রিডোঅ্যালুমিনেট যৌগ গঠন করে। LiAlH_4 একটি সাদা, কেলসী কঠিন পদার্থ যা শূন্য বাতাসে সুস্থিত কিন্তু ভিজা বাতাসের সাথে দ্রুত বিক্রিয়া করে। এটি ইথারে সহজে প্রবীভূত হয় এবং এর ইথারীয় দ্রবণকেই সচরাচর ব্যবহার করা হয়। এটি

একটি অতি শক্তিশালী এবং অতি প্রয়োজনীয় বিজারক পদার্থ। ইহার দ্রবণে $AlCl_3$ এর সাথে LiH এর বিক্রিয়া করে এটি প্রস্তুত করা হয়।



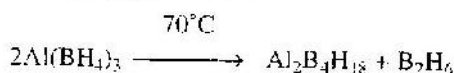
শিল্প ক্ষেত্রে উচ্চ চাপে সরাসরি মৌলগুলোর মধ্যে বিক্রিয়া করে এটি প্রস্তুত করা হয়।

$120^\circ C$ অপেক্ষা উচ্চ তাপমাত্রায় এটি এর মৌলসমূহে বিয়োজিত হয়, এবং পানির সাথে প্রবল তেজে বিক্রিয়া করে বিয়োজিত হয়।

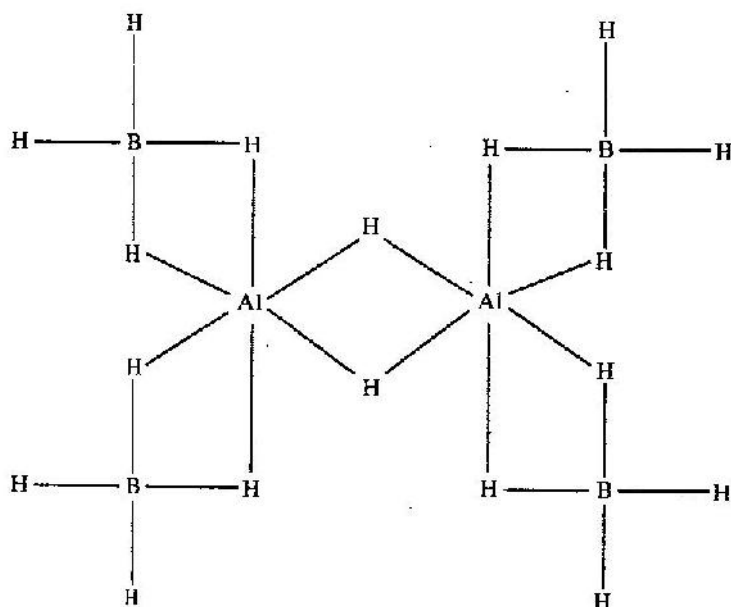


অ্যালুমিনিয়ামের অন্যান্য জটিল হাইড্রাইড যৌগগুলো হলো Li_3AlH_6 , $M^I AlH_4$ ($M^I = Li, Na, K, Cs$), $M^{II}(AlH_4)_2$ ($M^{II} = Be, Mg, Ca$), $Ga(AlH_4)_3$ ইত্যাদি।

অ্যালুমিনিয়ামের একটি প্রয়োজনীয় জটিল হাইড্রাইড যৌগ $Al(BH_4)_3$ এর উল্লেখ ইতোপূর্বে করা হয়েছে। $70^\circ C$ তাপমাত্রায় এ যৌগটি বিয়োজিত হয়ে একটি নজর কাড়া গাঠনিক বিন্যাস সংবলিত যৌগ $Al_2B_4H_{18}$ গঠন করে।



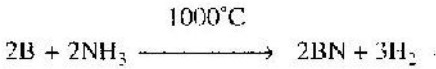
নিচে $Al_2B_4H_{18}$ এর গাঠনিক বিন্যাস দেখানো হয়েছে।



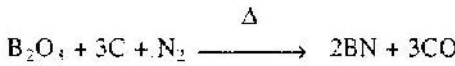
বোরন-নাইট্রোজেন যৌগসমূহ (Boron-Nitrogen compounds)

বোরন নাইট্রাইড (Boron nitride) : নিচের পদ্ধতিগুলো অনুসরণ করে বোরন নাইট্রাইড, BN প্রস্তুত করা যায় :

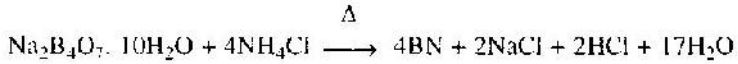
(১) 1000°C তাপমাত্রায় বোরনকে অ্যামোনিয়া গ্যাসে উত্তপ্ত করে,



(২) বোরন ট্রাইঅক্সাইড এবং কার্বন মিশ্রণের মধ্যে কিছুটা উচ্চ তাপমাত্রায় নাইট্রোজেন গ্যাস চালনা করে,

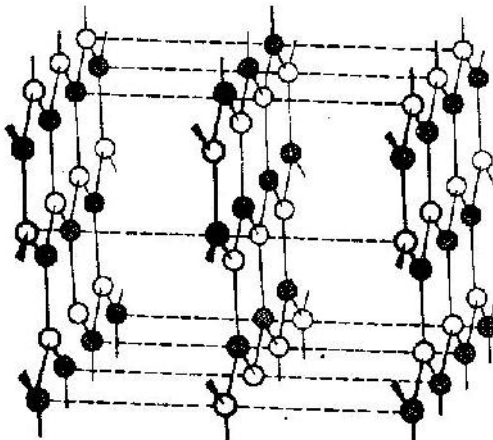


(৩) বোরিক এবং অ্যামোনিয়াম ক্লোরাইডের মিশ্রণকে তাপ বিগলিত করে,



এটি একটি পলিমার যৌগ এবং রাসায়নিকভাবে মোটামুটি নিষ্ক্রিয়, কিন্তু উত্তপ্ত এসিড দ্রবণের সাথে বিক্রিয়া করে বোরিক এসিড এবং অ্যামোনিয়া উৎপন্ন করে।

বোরন নাইট্রাইডের সাধারণ রূপটির গ্রাফাইটের মতো ষড়ভুজকৃতির স্তরীকৃত বিন্যাস (hexagonal layer structure) থাকে, স্তরগুলো একটি অপরটির উপর এমনভাবে সজ্জিত থাকে যেন B এবং N পরমাণুগুলো সর্বদাই একটি অপরটির উপর অবস্থিত হয় (চিত্র ৪.৭)। যে কোনো স্তরে পাশাপাশি অবস্থিত B - N দূরত্ব B - N একক বন্ধন দূরত্ব অপেক্ষা ছোট যা বোরনের সাথে

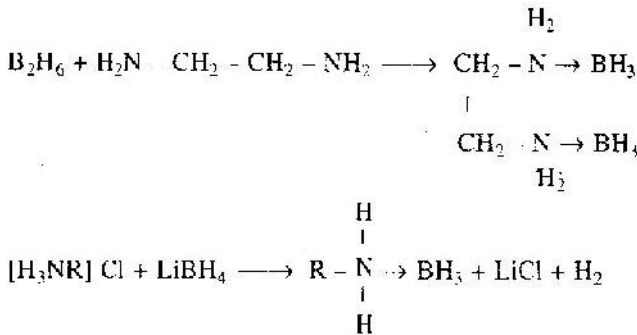


চিত্র ৪.৭ : বোরন নাইট্রাইডের স্তরীকৃত বিন্যাস।

নাইট্রোজেনের নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল (lone pair of electrons) ব্যবহার করে π বন্ধন গঠনের ধারণা দেয়। স্তরগুলোর মধ্যে কেবল দুর্বল ভ্যান ডার ওয়ালস্ বল কাজ করে। ফলে একটি স্তর সহজেই আর একটি স্তরের উপর দিয়ে গড়িয়ে যেতে পারে। এজন্য বোরন নাইট্রাইড গ্রাফাইটের মতো একটি ভালো পিচ্ছিলকারক পদার্থ। কিন্তু গ্রাফাইটের মতো না হয়ে এটি সাদা বর্ণের হয় এবং বিদ্যুৎ অপরিবাহী। গ্রাফাইটে π ইলেকট্রনগুলো একটি স্তরের মধ্যে সর্বত্র মুক্তভাবে সঞ্চারণশীল থাকে, কিন্তু বোরন নাইট্রাইডে $B^{\delta+}-N^{\delta-}$ বন্ধনের মেরুশ্রবণতার (polarity) কারণে π ইলেকট্রনগুলো একটি স্তরের মধ্যে মুক্তভাবে চলাচল করতে পারে না; এ কারণেই বোরন নাইট্রাইড বিদ্যুৎ অপরিবাহী হয়।

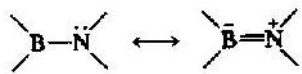
প্রভাবক হিসেবে ব্যবহৃত সামান্য পরিমাণ ফ্লোরিড বা মংফ্লোর ধাতুর উপস্থিতিতে ষড়ভূজাকৃতির বোরন নাইট্রাইডকে ৪৫০০০ atm চাপে এবং ১৮০০°C তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করলে ডায়মণ্ডের আকৃতিবিশিষ্ট একটি অতি কঠিন রূপ পাওয়া যায়। এ রূপটিতে B-N দূরত্ব স্বাভাবিক একক বন্ধন দূরত্বের সমান হয়, এতে প্রমাণিত হয় যে, ষড়ভূজাকৃতির রূপটিতে π বন্ধন উপস্থিত থাকে। বোরন নাইট্রাইডের ডায়মণ্ড আকৃতিবিশিষ্ট কেলসিট রূপটি অত্যন্ত কঠিন বলে এটি অমসৃণ যে কোনো কঠিন তলাকে ঘসে মসৃণ করার জন্য ব্যবহৃত হয়।

অ্যামিন বোরেনসমূহ (Amine boranes) : অ্যামিন বোরেনগুলো হলো নাইট্রোজেন-বোরন যৌগ যার মধ্যে একটি N→B বন্ধন উপস্থিত থাকে। এদের সাধারণ সংকেত R_3NBX_3 (R = অ্যালকাইল, H ইত্যাদি; X = অ্যালকাইল, হ্যালাজেন ইত্যাদি)। এর সাধারণভাবে বর্ণহীন কেলসী কঠিন পদার্থ হয়ে থাকে। ডাইবোরেনের সুখম বিভাজন (symmetrical cleavage) অথবা অ্যামোনিয়াম লবণ এবং $LiBH_4$ এর বিক্রিয়া থেকে এ যৌগগুলো প্রস্তুত করা যায়।

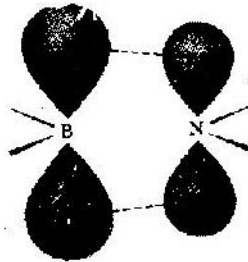


অ্যামিন বোরন যৌগের প্রধান বিক্রিয়া হলো HX অথবা RH ত্যাগ করে অ্যামিনোবোরেন যৌগ গঠন।

অ্যামিনোবোরেনসমূহ (Aminoboranes) : অ্যামিনোবোরেন যৌগগুলো অ্যালকিনের অনুরূপ B-N যৌগ একরূপ যৌগে B এর সমতল ত্রিকোণী বিন্যাস থাকে। নিচের দুটি রেজোন্যান্স কাঠামো এটি ব্যাখ্যা করতে পারে :

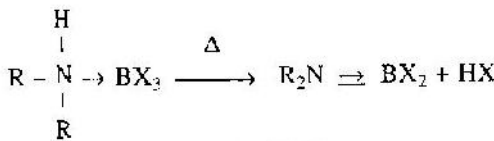


অ্যামিনোবোরেন যৌগগুলোতে B এবং N এর মধ্যে আংশিক দ্বি-বন্ধন উপস্থিত থাকে। B এর একটি ফাঁকা p অরবিটালের সাথে N এর একটি ইলেকট্রন পূর্ণ p অরবিটালের পাশাপাশি অধিক্রমণের ফলে B এবং N এর মধ্যে π বন্ধন গঠিত হয় (চিত্র ৪.৮)।



চিত্র ৪.৮ : B এবং N এর মধ্যে π বন্ধন গঠন।

সেকেন্ডারি অ্যামিন এবং বোরেন অথবা বোরেন হ্যালাইড এর যুত যৌগকে উত্তপ্ত করে বিয়োজিত করে অ্যামিনোবোরেন যৌগ প্রস্তুত করা যায়।



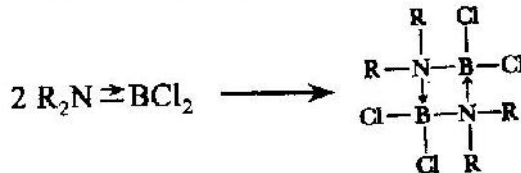
(X = H, Cl অথবা Br)

কতিপয় অ্যামিনোবোরেন যৌগকে গ্লিগনার্ট বিকারকের সাথে বিক্রিয়া করে নতুন কিছু অ্যামিনোবোরেন যৌগ প্রস্তুত করা যায়।

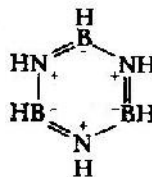
উদাহরণ :



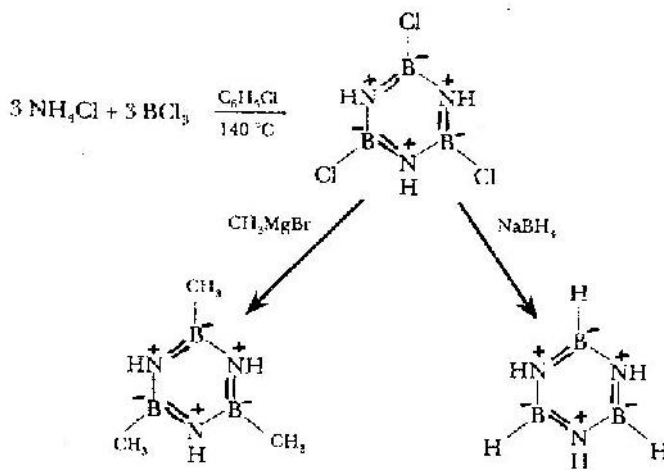
অ্যামিনোবোরেনগুলোর একটি প্রধান বিক্রিয়া হলো এদের ডাইমার গঠন বিক্রিয়া :



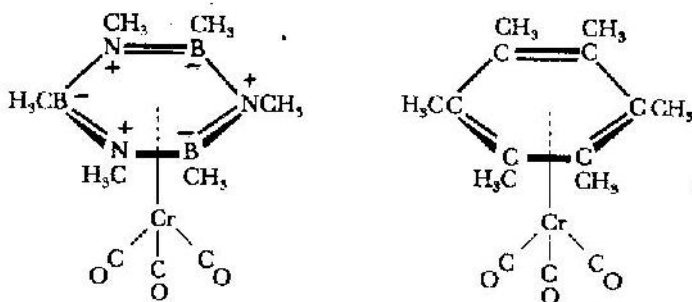
বোরাজিনসমূহ (Borazines) : সম্ভবত সবচেয়ে বেশি নজর কাড়া B - N যৌগ হলো বোরাজিন, $\text{B}_3\text{N}_3\text{H}_6$ ।



নিচের উল্লিখিত বিক্রিয়াগুলোর মাধ্যমে বোরাজিন এবং এর জটিলসমূহ প্রস্তুত করা যায়।

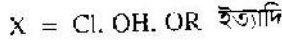
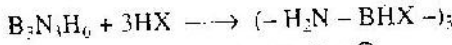


বোরাজিন বেনজিনের সমইলেকট্রনীয় যৌগ এবং দুটি যৌগের গাঠনিক কাঠামো এবং ভৌত ধর্ম যথেষ্ট মিল রয়েছে। এজন্য অনেক সময় বোরাজিনকে “অজৈব বেনজিন” (inorganic benzene) বলা হয়। হেয়ারমিথাইলবোরাজিন $[\text{Cr}(\text{CO})_3(\text{MeCN})_3]$ এর সাথে বিক্রিয়া করে π জটিল $[\text{Cr}(\eta^6\text{-B}_3\text{N}_3\text{Me}_6)(\text{CO})_3]$ গঠন করে যা বেনজিন জাতক $[\text{Cr}(\eta^6\text{-B}_3\text{N}_3\text{Me}_6)(\text{CO})_3]$ এর অনুরূপ।



বেনজিন এবং বোরাজিনের ভৌতধর্ম এবং কিছু রাসায়নিক ধর্ম মিল থাকলেও বোরাজিন বেনজিনের মতো অ্যারোমেটিক ধর্ম দেখায় না। বোরাজিন বেনজিন অপেক্ষা অনেক বেশি সক্রিয় এটি অ্যারোমেটিক ধর্মের বৈশিষ্ট্যমূলক ইলেকট্রনাকর্ষী প্রতিস্থাপন বিক্রিয়া দেখে না, কিন্তু সহজে মুক্ত বিক্রিয়ায় অংশগ্রহণ করে। বোরাজিন বলয়ে B এবং N এর ইলেকট্রোনেগেটিভিটির পার্থক্যের কারণে B - N বন্ধন পোলার প্রকৃতিবিশিষ্ট হয়, ফলে π ইলেকট্রনগুলো সমগ্র বলয়ে সুকমভাবে বিস্থানীয়কৃত (delocalized) হয় না, কিন্তু বেনজিন বলয় গঠনে কেবল কার্বন পরমাণু অংশগ্রহণ

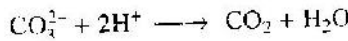
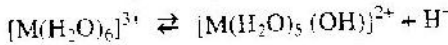
করে বলে C - C বন্ধনে কোনো মেরুপ্রবণতার সুযোগ নেই এবং π বন্ধনগুলো সমগ্র বলয়ে সর্বত্র সমানভাবে ছড়িয়ে থাকে। B - N বন্ধনের মেরুপ্রবণতাই বেনজিনের ধর্মের সাথে বোরাজিনের ধর্মের পার্থক্যের মূল কারণ। বোরাজিন সহজেই অনেকগুলো যুত বিক্রিয়য় অংশগ্রহণ করে :



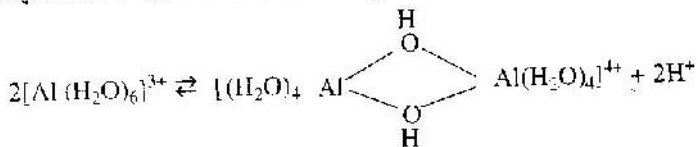
অ্যালুমিনিয়াম, গ্যালিয়াম, ইন্ডিয়াম এবং থ্যালিয়ামের অ্যাকোয়া আয়ন, অক্সো লবণ এবং জলীয় দ্রবণের রসায়ন (The aqua ions, oxo salts and aqueous solution chemistry of aluminium, gallium, indium and thallium)

Al, Ga, In এবং Tl অষ্ট-তলবী অ্যাকোয়া আয়ন $[M(H_2O)_6]^{3+}$ গঠন করে এবং এরূপ আয়ন স্বেচ্ছিত অনেক লবণ পাওয়া যায়। এ লবণগুলো হলো আর্ড হ্যালাইড, সালফেট, নাইট্রেট এবং পারক্লোরেট।

$[M(H_2O)_6]^{3+}$ আয়নগুলো এসিড প্রকৃতিবিশিষ্ট এবং আয়নগুলোর এসিড ধর্ম $Al < Ga < In < Tl$ অনুক্রমে বৃদ্ধি পায়। এজন্য ধাতুগুলোর লবণের জলীয় দ্রবণ কিছু পরিমাণে আর্ড বিশুদ্ধিত হয় এবং দুর্বল এসিডের লবণগুলো (যেমন কার্বোনেট, সালফাইড এবং সাইনাইড লবণ) তাদের জলীয় দ্রবণে সম্পূর্ণরূপে বিয়োজিত হয়।

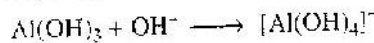
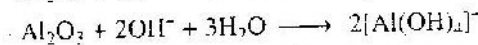


আর্ড বিশুদ্ধ প্রক্রিয়া ছাড়াও জলীয় দ্রবণে লবণগুলোর তাইমার গঠন বিক্রিয়া ঘটে :

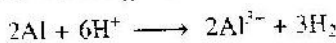


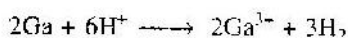
কতিপয় কেলসী লবণেও এরূপ তাইমার আয়ন উপস্থিত থাকে।

Al এবং Ga এর অক্সাইড এবং হাইড্রক্সাইড যৌগসমূহ অ্যামফোটরিক প্রকৃতিবিশিষ্ট। এরা এসিড এবং ক্ষার উভয় দ্রবণের সাথে বিক্রিয়া করে দ্রবীভূত হয়।



কেবল অক্সাইড এবং হাইড্রক্সাইডগুলোই নয়, Al এবং Ga ধাতুও এসিড এবং ক্ষার উভয় দ্রবণের সাথে বিক্রিয়া করে দ্রবীভূত হয়





কিন্তু In এবং Tl এর অক্সাইড এবং হাইড্রক্সাইড সম্পূর্ণরূপে ক্ষারধর্মী।

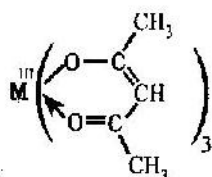
ইনডিয়াম এবং থ্যালিয়ামের অ্যাকোয়া আয়ন $[M(H_2O)_6]^{3+}$ কেবল ClO_4^- দ্রবণে স্থিতিশীল। হ্যালাইড অথবা অন্য কোনো জটিল গঠনকারী অ্যানায়নের উপস্থিতিতে $InSO_4^+(aq)$ অথবা অতি সুস্থিত সরলবৈধিক আয়ন $TlCl_2^+(aq)$ গঠিত হয়।

অ্যালুমিনিয়ামের এক শ্রেণীর উল্লেখযোগ্য লবণ হলো অ্যালোম বা ফিটাকিরি। এদের সাধারণ সংকেত $MAI(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, এখানে M হলো লিথিয়াম বাদে যে কোনো সাধারণ এক ভোজী এক পরমাণুক ক্যাটায়ন (যেমন Na, K, Cs ইত্যাদি)। Li^+ আয়নের অতি ক্ষুদ্র আকারের জন্য এটি অ্যালোমের সুস্থিত কেলস গঠন করতে পারে না। অ্যালোম বা ফিটাকিরির কেলসে $[M(H_2O)_6]^+$, $[Al(H_2O)_6]^{3+}$ এবং দুটি SO_4^{2-} আয়ন উপস্থিত থাকে। অ্যালুমিনিয়াম ছাড়াও অন্যান্য অনেকগুলো তিনযোজী ধাতব আয়ন (যেমন Ti^{3+} , Cr^{3+} , Mn^{3+} , Fe^{3+} , Co^{3+} , Ga^{3+} ইত্যাদি) অ্যালুমিনিয়ামের অ্যালোমের অনুরূপ গঠনবিশিষ্ট লবণ $M^I M^{III}(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ গঠন করতে পারে। এদেরকেও অ্যালোম বলা হয়, তবে সাধারণ অ্যালোম বলতে সচরাচর অ্যালুমিনিয়ামের অ্যালোমকেই বুঝানো হয়।

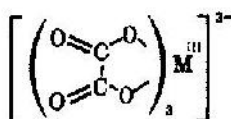
জটিল যৌগসমূহ (Complex compounds)

GrIIIA(13) মৌলসমূহ তাদের অপেক্ষাকৃত ক্ষুদ্র আকার এবং উচ্চ চার্জের কারণে GrIA(1) এবং GrIIA(2) মৌলগুলোর তুলনায় অনেক সংখ্যে জটিল যৌগ গঠন করে। ত্রিযোজী মৌলগুলো চার, পাঁচ এবং ছয় সমন্বিত সংখ্যার অনেকগুলো জটিল যৌগ সৃষ্টি করে যা ক্যাটায়ন প্রকৃতির (উদাহরণ: $[Al(H_2O)_6]^{3+}$ অথবা $[Al(OSMe_2)_6]^{3+}$, চার্জ নিরপেক্ষ (উদাহরণ: $[AlCl_3(NMe_2)_2]$) অথবা অ্যানায়ন প্রকৃতির (উদাহরণ: $[AlH_6]^{3-}$ এবং $[In(NCS)_6]^-$) হতে পারে।

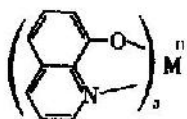
বেশির ভাগ উল্লেখযোগ্য অষ্টতলকীয় জটিল কিলেট বলয় সৃষ্টিকারী লিগ্যান্ডগুলো দ্বারা গঠিত হয় β-ডাইকিটোনসমূহ, ডাইকার্বোয়িলিক এসিডসমূহ এবং ৪-কুইনোলিনল এরূপ লিগ্যান্ডের উদাহরণ। নিচে একপ কয়েকটি কিলেট জটিলের গাঠনিক কাঠামো দেখানো হয়েছে।



অ্যাসিটাইল অ্যাসিটোনোট জটিল



অক্সালেট জটিল

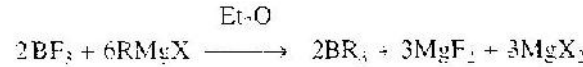


৪-হাইড্রক্সিকুইনোলিনোলেট জটিল

সার্ক নিরপেক্ষ জটিলগুলো জৈব দ্রবকে দ্রবণীয় হয় কিন্তু পানিতে দ্রবীভূত হয় না। অ্যাসিটাইল অ্যাসিটোনেট জটিলগুলোর গলনাঙ্ক সাধারণত 200°C এর নিচে হয় এবং এদেরকে বিশোধন ছাড়াই উত্তপ্ত করে বাষ্পীভূত করা যায়। অ্যানায়ন প্রকৃতির জটিলগুলোকে একযোষ্ঠী বৃহৎ আকারবিশিষ্ট ক্যাটায়নের লবণ হিসেবে পাওয়া যায়। ৪-হাইড্রক্সিকুইনোলিনোলেট জটিলগুলো বিশ্লেষণিক রসায়নে ব্যবহৃত হয়। উদাহরণস্বরূপ, দ্রবণে Al^{3+} আয়নের পরিমাণ ভরমিতিক পদ্ধতিতে (gravimetric method) নির্ণয়ের জন্য অ্যালুমিনিয়ামকে ৪-হাইড্রক্সিকুইনোলোটে জটিল হিসেবে অধঃক্ষিপ্ত করা হয়।

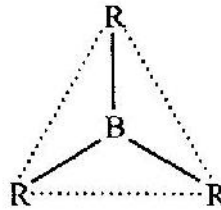
জৈবধাতব যৌগসমূহ (Organometallic compounds)

বোরন ট্রাইহ্যালোইডের সাথে জৈবলিথিয়াম বিকারক অথবা গ্রিগনার্ড বিকারকের বিক্রিয়া করে বোরনের অ্যালকাইল এবং অ্যারাইল যৌগসমূহ প্রস্তুত করা যায়। উদাহরণ :



যৌগগুলো R_3B , R_2BX , RBX_2 প্রকৃতির হাত পারে।

ট্রাইঅ্যালকাইলবোরেনসমূহ মনোমার যৌগ এবং এগুলো পানির সাথে বিক্রিয়া করে না, কিন্তু বাতাসে স্বতঃস্ফূর্তভাবে জ্বলে উঠে; ট্রাইঅ্যারাইলবোরেনসমূহ অপেক্ষাকৃত কম সক্রিয়। উভয় ধরনের যৌগগুলোতে সমতল ত্রিকোণাকৃতির তিন সন্নিবেশ সংখ্যার বোরন পরমাণু উপস্থিত থাকে।



এ যৌগগুলো এক মোল অ্যালকাইল বা অ্যারাইল গ্রুপ সংযোগকারী বিকারকের সাথে বিক্রিয়া করে $[BR_4]^-$ অ্যানায়ন গঠন করে।

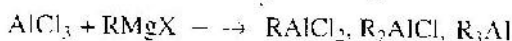


এরূপ যৌগগুলোর মধ্যে সোডিয়াম টেট্রাফিনাইলবোরেটে সবচেয়ে বেশি গুরুত্বপূর্ণ। এটি পানিতে দ্রবণীয়, কিন্তু বৃহৎ আকারের ক্ষার ধাতু আয়নের লবণগুলো অদ্রবণীয়। এ কারণে $Na[BPh_4]$ এর সাথে বিক্রিয়া করে জনীয় দ্রবণ থেকে K^+ , Rb^+ , Cs^+ , Me_4N^+ ইত্যাদি আয়নকে তাদের টেট্রাফিনাইলবোরেট লবণ হিসেবে অধঃক্ষিপ্ত করে এ আয়নগুলোর পরিমাণ ভরমিতিকভাবে নির্ণয় করা যায়।

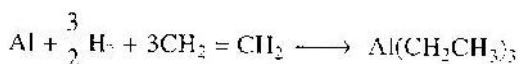


(অধঃক্ষেপ)

অ্যালুমিনিয়াম ধাতু এবং মারকারি অ্যালকাইল, অথবা অ্যালুমিনিয়াম হ্যালাইড এবং গ্রিগনার্ড বিকারকের বিক্রিয়া করে অ্যালুমিনিয়াম অ্যালকাইল যৌগগুলো প্রস্তুত করা যায়।



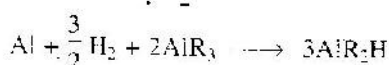
বর্তমানে শিল্পক্ষেত্রে অ্যালকিন, অ্যালুমিনিয়াম এবং হাইড্রোজেনের সরাসরি বিক্রিয়া থেকে বহুল পরিমাণে অ্যালুমিনিয়াম অ্যালকাইল প্রস্তুত করা হয়।



অ্যালুমিনিয়াম ধাতু এবং অ্যালকাইল হ্যালাইডের বিক্রিয়া থেকে অ্যালকাইল অ্যালুমিনিয়াম হ্যালাইডের একটি মিশ্রণ পাওয়া যায়।

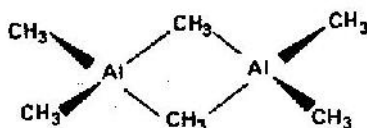


অ্যালুমিনিয়াম ধাতু, অ্যালুমিনিয়াম অ্যালকাইল এবং হাইড্রোজেনের বিক্রিয়া থেকে অ্যালকাইল অ্যালুমিনিয়াম হাইড্রাইড প্রস্তুত করা যায়।



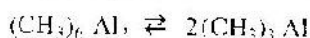
অ্যালকাইল অ্যালুমিনিয়াম হাইড্রাইড যৌগগুলো বাতাস এবং পানি উভয়ের সংস্পর্শে বিয়োজিত হয়, কিন্তু এরা অ্যালকিন এবং অন্যান্য অসম্পৃক্ত জৈব যৌগের পলিমারকরণ বিক্রিয়ার জন্য প্রয়োজনীয় প্রভাবক হিসেবে কাজ করে।

অ্যালুমিনিয়াম ফ্লোরাইডের মতো ট্রাইমিথাইল অ্যালুমিনিয়াম একটি ডাইমার যৌগ।

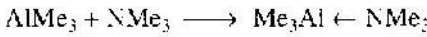
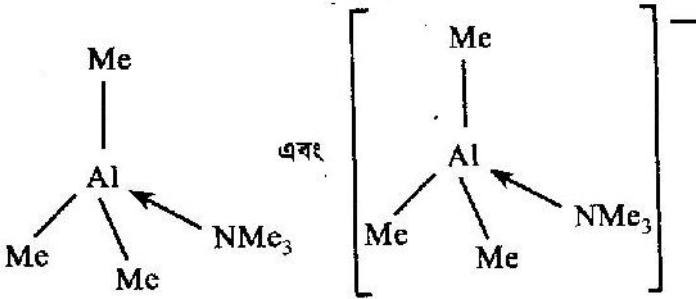


সেতু সৃষ্টিকারী মিথাইল গ্রুপগুলো দুটি অ্যালুমিনিয়াম পরমাণুর সাথে তিন-কেন্দ্রিক দুই-ইলেকট্রন বন্ধন (3c-2e bond) দ্বারা যুক্ত থাকে। বৃহৎ অ্যালকাইল গ্রুপ সংবলিত ট্রাইঅ্যালকাইল অ্যালুমিনিয়াম যৌগগুলো, যেমন (iso-Pr)₃Al, ডাইমার গঠন করে না।

-75°C তাপমাত্রায় ট্রাইমিথাইল অ্যালুমিনিয়ামের ¹H NMR বর্ণালিতে প্রান্তিক এবং সেতু গঠনকারী মিথাইল গ্রুপগুলোর জন্য দুটি পৃথক রেখা পাওয়া যায়, কিন্তু সাধারণ তাপমাত্রায় কেবল একটি রেখা পাওয়া যায়। এতে প্রমাণিত হয় সাধারণত তাপমাত্রায় প্রান্তিক এবং সেতু গঠনকারী মিথাইল গ্রুপগুলো অতি দ্রুত স্থান বিমোচন করে। একপ ধ্বনিময় ঘটার জন্য ডাইমার যৌগটি মনোমার যৌগে পরিণত হয় এবং আবার দ্রুত ডাইমার গঠন করে।



ট্রাইঅ্যালকাইলঅ্যালুমিনিয়াম যৌগগুলো লুইস এসিড হিসেবে কাজ করে এবং অ্যামিন, ফসফিন, ইথার, অ্যার ধাতুর হ্যালাইড যৌগগুলোর সাথে যুগ্ম যৌগ গঠন করে; একপ যৌগগুলো চতুঃশূলকীয় হয়। উদাহরণ :



গ্যালিয়াম, ইন্ডিয়াম এবং থ্যালিয়ামের ট্রাইঅ্যালকাইল যৌগগুলো ধাতুর সাথে HgR_2 এর বিক্রিয়া থেকে অথবা MX_3 এর সাথে RMgBr বা AlR_3 এর বিক্রিয়া থেকে প্রস্তুত করা যায়। কঠিন অবস্থায় এদের অনেকগুলো পলিমার হিসেবে অবস্থান করে।

প্রশ্নমালা

১। $\text{GrIII A}(13)$ মৌলগুলো কেন তিন যোজনী দেখায়? এর সাধারণত সমযোজী যৌগ গঠন করে কেন?

২। পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে $\text{GrIII A}(13)$ মৌলগুলোর আকার নিম্নমিতভাবে বৃদ্ধি পায় না কেন?

৩। বোরনের আচরণ $\text{GrIII A}(13)$ এর অবশিষ্ট মৌলগুলোর আচরণ থেকে পৃথক হয় কেন?

৪। $\text{GrIII A}(13)$ মৌলগুলোর অক্সাইড এবং হাইড্রাইড যৌগগুলোর এসিড এবং ক্ষার প্রকৃতি ব্যাখ্যা কর।

৫। অর্ধোবোরিক এসিড কিভাবে জলীয় দ্রবণে আয়নিত হয়? এটি কেন শক্তিশালী এসিড? 1, 2-ডাইঅল যোগ করলে বোরিক এসিডের এসিড ক্ষমতা বৃদ্ধি পায় কেন? বোরিক এসিডের একটি প্রশমন বিক্রিয়ার সমীকরণ লিখ।

৬। বোরানের আণবিক এবং গাঠনিক সংকেত লিখ। বোরান থেকে কিভাবে বোরন নিষ্কাশন করা যায়?

৭। BF_3 অণুতে B - F বন্ধন দূরত্ব একটি স্বাভাবিক একক বন্ধন দূরত্ব অপেক্ষা ক্ষুদ্রতর হয়। এর কারণ কি?

৮। "নিষ্ক্রিয় যুগল ক্রিয়া" কি? থ্যালিয়ামের দুটি একযোজী যৌগের উদাহরণ দাও।

৯। বজ্রাইট থেকে অ্যালুমিনিয়াম কিভাবে নিষ্কাশন করা হয় তা সংক্ষেপে বর্ণনা কর।

১০। বোরনের ব্যবহারসমূহ উল্লেখ কর।

১১। অ্যালুমিনিয়ামের প্রধান ব্যবহারগুলো উল্লেখ কর।

১২। BCl_3 একটি মনোমার হিসেবে অবস্থান করলেও $AlCl_3$ একটি ডাইমার হিসেবে অবস্থান করে। এর কারণ কি?

১৩। GrIIIA(13) মৌলগুলোর টাইট্যানাইড যৌগগুলো লুইস এসিড হিসেবে অচরণ করে কেন?

১৪। অ্যালুমিনিয়াম এবং বোরনের মধ্যে ধর্মের পার্থক্যগুলো আলোচনা কর। দুটি মৌলের ধর্মে এরূপ পার্থক্যের কারণ কি?

১৫। কর্ণ সম্পর্ক কি? বোরন এর সিলিকনের মধ্যে কর্ণ সম্পর্ক আলোচনা কর।

১৬। $GaCl_2$ যৌগে গ্যালিয়ামকে দুটি পৃথক জারণ অবস্থায় পাওয়া যায় যার একটিও +2 অবস্থানয়। ব্যাখ্যা কর।

১৭। বোরের অ্যানায়নগুলোর কঠামো কিভাবে গঠিত হয়? নিম্নলিখিত অ্যানায়নগুলোর গাঠনিক কঠামো ঐকে দেখাও:

(ক) $[B_2O_5]^{4+}$, (খ) $[B_3O_6]^{3-}$, (গ) $[(BO_2)^-]_n$, (ঘ) $[B_2O(OH)_6]^{2-}$,
(ঙ) $[B_2O_2(OH)_4]^{2-}$, (চ) $[B_3O_3(OH)_3]^{2-}$, (ছ) $[B_4O(OH)_4]^{2-}$, (জ) $[B_5O_6(OH)_4]$

১৮। বোরিক এসিডের হাইড্রোজেন বন্ধনযুক্ত সীট কঠামো ঐকে দেখাও এবং ব্যাখ্যা কর কেন বোরিক এসিড একটি পিচ্ছিল পদার্থ।

১৯। BF_3 এবং Me_3N-BF_3 এর গাঠনিক কঠামো ঐক। BF_3 অণুর B-F বন্ধন দৈর্ঘ্যের তুলনায় Me_3N-BF_3 অণুর B-F বন্ধন দৈর্ঘ্য দীর্ঘ হয় কেন?

২০। বোরনের নিচ উল্লেখিত যৌগগুলোর গাঠনিক কঠামো আলোচনা কর:

(ক) $(BN)_x$, (খ) BF_3 , (গ) $BF_3 \cdot NH_3$, (ঘ) B_2O_3 , (ঙ) H_3BO_3 ,
(চ) $B_3N_3H_3$, (ছ) $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$, (জ) B_2Cl_4 , (ঝ) B_2H_6 , (ঞ) B_4H_{10}

২১। বোরন হাইড্রাইডগুলোতে কি কি বন্ধন উপাদান থাকতে পারে? $B_{10}H_{12}$ এর গাঠনিক কঠামো ঐক এবং এ অণুতে বিভিন্ন প্রকার গাঠনিক উপাদানগুলোর সংখ্যা উল্লেখ কর।

২২। মুক্ত এবং আবদ্ধ BBB বন্ধন কিভাবে গঠিত হয় তা চিত্র ঐকে দেখাও। এরূপ বন্ধন উপস্থিত থাকে এমন একটি অণুর গাঠনিক কঠামো ঐকে দেখাও।

২৩। ডাইবোরেন অণুর গাঠনিক কঠামো আলোচনা কর।

২৪। নিচের বিকারকগুলোর সাথে ডাইবোরেনের রাসায়নিক বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও:

(ক) O_2 , (খ) H_2O , (গ) $MeOH$, (ঘ) HCl , (ঙ) Cl_2 , (চ) NH_3 , (ছ) $N(CH_3)_3$,
(জ) Na , (ঝ) $NaBH_4$, (ঞ) $H_2NCH_2CH_2NH_2$

২৫। B_2Cl_4 , B_4Cl_4 এবং $GaCl_2$ অণুগুলোর গাঠনিক কঠামো ঐক এদের প্রতিটির জন্য একটি করে প্রস্তুত পদ্ধতি উল্লেখ কর।

২৬. বোরোহাইড্রাইড যৌগ কোনগুলোকে বলা হয়? নিচে উল্লেখিত বোরোহাইড্রাইড যৌগগুলোর গঠনিক কাঠামো আঁক এবং প্রতিটি যৌগ প্রস্তুতির একটি করে পদ্ধতির সমীকরণ দাও :

(ক) NaBH_4 , (খ) $\text{Al}(\text{BH}_2)_3$, (গ) $\text{Be}(\text{BH}_2)_2$, (ঘ) $\text{Zr}(\text{BH}_2)_4$, (ঙ) LiBH_4

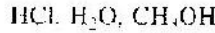
২৭। AlH_3 প্রস্তুতির একটি পদ্ধতি বর্ণনা কর। NM_e_3 এর সাথে AlH_3 বিক্রিয়া করে দুটি যুগ যৌগ গঠন করে। যৌগগুলোর গঠনিক কাঠামো একে দেখাও :

২৮। $\text{Al}(\text{BH}_2)_3$ -কে 70°C তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করলে $\text{Al}_2\text{B}_4\text{H}_{18}$ যৌগটি পাওয়া যায়। বিক্রিয়াটির সমীকরণ লিখ। $\text{Al}(\text{BH}_2)_3$ এবং $\text{Al}_2\text{B}_4\text{H}_{18}$ যৌগ দুটির গঠনিক কাঠামো একে দেখাও।

২৯। অ্যামিনবোরেন এবং অ্যামিনোবোরেন যৌগগুলো কি? উভয় প্রকার যৌগের একটি করে উদাহরণ দাও এবং তাদের প্রস্তুতির সমীকরণ দাও।

৩০. বোরজিনের গঠনিক কাঠামো আঁক একে অজৈব বেনজিন বলা হয় কেন? বোরজিন প্রস্তুতির একটি পদ্ধতি সমীকরণসহ উল্লেখ কর। বেনজিনের সমমূল্যবাহী অণু হওয়া সত্ত্বেও বোরাজিন বেনজিনের মতো আরোম্যাটিক ধর্ম প্রদর্শন করে না। এর কারণ কি?

নিচের বিক্রিয়কগুলোর সাথে বোরাজিনের বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও :



৩১. জলীয় দ্রবণে AlCl_3 এর স্ফুটন হ্রাস ব্যাখ্যা কর। পানির সংস্পর্শে অ্যালুমিনিয়াম ক্লোরাইডে স্ফুটন থাকতে পারে না। এর কারণ কি? দ্রবণে $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ অয়ন থেকে একটি হাইড্রল অয়ন গঠিত হয়। এর গঠনিক কাঠামো একে দেখাও এবং এটি কিভাবে গঠিত হয় তা সমীকরণের সাহায্যে দেখাও।

৩২। অ্যালুমিনিয়াম এবং গ্যালিয়ামের অক্সাইড ও হাইড্রক্সাইড যৌগগুলোর অ্যামফোটেরিক ধর্ম সমীকরণের সাহায্যে ব্যাখ্যা কর।

৩৩। অ্যালুমিনিয়াম লবণগুলো সহজেই অ্যাসিটাইল-অ্যাসিটোন, অক্সালিক এসিড এবং ৪-হাইড্রক্সি-৩-কুইননের সাথে জটিল গঠন করে। একপ জটিলগুলোর গঠনিক কাঠামোর চিত্র আঁক।

৩৪। সোডিয়াম স্ট্রোফেনাইলবোরোহাইড্রাইড কিভাবে প্রস্তুত করা যায়? জলীয় দ্রবণে C_6H_5^+ অয়নের পরিমাণ ভরমাত্রিক পদ্ধতিতে নির্ণয়ের জন্য NaBPh_4 এর ভূমিকা ব্যাখ্যা কর।

৩৫। Al_2Me_6 যৌগটির গঠনিক কাঠামো আঁক এবং Al এর সাথে মিথাইল গ্রুপগুলো কিভাবে বন্ধন সৃষ্টি করে তা ব্যাখ্যা কর। -75°C তাপমাত্রায় Al_2Me_6 এর $^1\text{H NMR}$ বর্ণালিতে মিথাইল গ্রুপগুলোর জন্য দুটি রেখা পাওয়া যায়, কিন্তু সাধারণ তাপমাত্রায় দুটি রেখার পরিবর্তে মাত্র একটি রেখা পাওয়া যায়। কারণ ব্যাখ্যা কর।

৩৬। অ্যালুমিনিয়াম সালফেটের জলীয় দ্রবণ এসিডীয় হয় কেন? অ্যালুমিনিয়াম সালফেট এবং সোডিয়াম কার্বোনেটের জলীয় দ্রবণ এক সাথে মিশ্রিত করলে অ্যালুমিনিয়াম হাইড্রক্সাইডের অধঃক্ষেপ উদ্ভূত হয়, কিন্তু অ্যালুমিনিয়াম কার্বোনেট গঠিত হয় না। কারণ ব্যাখ্যা কর।

৩৭। বিক্রিয়ার শর্ত উল্লেখ করে (ক) H_2O , (খ) NaOH এবং (গ) Fe_2O_3 এর সাথে Al এর বিক্রিয়ার সমীকরণ লিখ।

৩৮। অ্যালুমিনিয়ামের তিনটি প্রয়োজনীয় যৌগের ব্যবহার উল্লেখ কর।

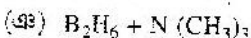
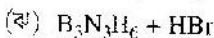
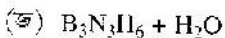
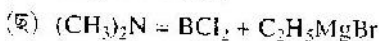
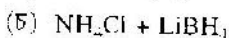
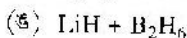
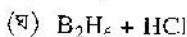
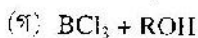
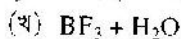
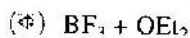
৩৯। সালফারের সাথে অ্যালুমিনিয়াম ধাতু উত্তপ্ত করলে অতি দ্রুত অ্যালুমিনিয়াম সালফাইড গঠিত হয়, কিন্তু Al^{3+} আয়ন এবং S^{2-} আয়নের জলীয় দ্রবণ মিশ্রিত করলে Al_2S_3 পাওয়া যায় না। কেন এরূপ হয়? Al_2S_3 পানির সাথে কিভাবে বিক্রিয়া ঘটায়?

৪০। ইনডিয়াম। এবং ৩ যোজনী দেখায়, কিন্তু কখনো ২ যোজনী দেখায় না। তথাপি $InCl_2$ সংকেতবিশিষ্ট একটি ক্লোরাইড লবণ পাওয়া যায়। এটি কিভাবে ব্যাখ্যা করা যায়?

৪১। $K_3B_3O_6$ যৌগে অবস্থিত চক্রিক বোরের অ্যানায়ন এবং $Mg_2B_2O_5$ যৌগে অবস্থিত শিকল বোরের অ্যানায়নের গাঠনিক কাঠামো ঠিক দেখাও। উভয় যৌগে B এর হাইব্রাইডাইজেশন প্রকাশিত উল্লেখ কর।

৪২। বোরের অ্যানায়ন $[B_3O_6(OH)_4]^-$ এ একটি চতুস্তলকীয় বোরন এবং চারটি সমতল ত্রিকোণী বোরন উপস্থিত থাকে এবং এ অ্যানায়নে দুটি ছয়-সদস্যযুক্ত বলয় উপস্থিত থাকে। অ্যানায়নটির গাঠনিক কাঠামো আঁক।

৪৩। নিচের বিক্রিয়াগুলোর সমীকরণ দাও:



৪৪। $(Ph_3P)_2 CuBH_4$ যৌগের গাঠনিক কাঠামোর চিত্র আঁক। এটিতে P, Cu এবং B এর সঠিক জ্যামিতিক পরিবেশ দেখাও।

৪৫। বোরার থেকে শূন্য করে কিভাবে $Cl_3B-OC_2H_5$ যৌগটি সংশোধন করা যায় তা বিভিন্ন ধাপের বিক্রিয়ার সমীকরণ লিখে দেখাও।

৪৬। 2-tert-বিউটাইলপিরিডিন একটি শক্তিশালী লুইস বার হওয়া সত্ত্বেও এটি ট্রাইমিথাইল বোরেনের সাথে কোনো যুত যৌগ গঠন করে না। কারণ ব্যাখ্যা কর।

৪৭। সোডিয়াম বোরোহাইড্রাইড প্রস্তুতির একটি পদ্ধতি বর্ণনা কর। এর গাঠনিক কাঠামো আঁক এবং উল্লেখযোগ্য ব্যবহারগুলো উল্লেখ কর।

৪৮। BF_3 (গ্যাস), $AlCl_3$ (গ্যাস) এবং $AlCl_3$ (জলীয় দ্রবণ) এর গাঠনিক কাঠামো তুলনা কর।

৪৯। B, Ga এবং In এর ডাইহ্যালাইড যৌগগুলোর প্রস্তুত পদ্ধতি বর্ণনা কর এবং এদের গাঠনিক কাঠামোর চিত্র আঁক।

৫০ নিচের বিকারকগুলোর সাথে Al এর বিক্রিয়ার সমীকরণ লিখ :

(ক) H^+ (aq), (খ) NaOH (aq), (গ) N_2 (gas), (ঘ) O_2 (gas), (ঙ) Cl_2 (gas)

৫১ অ্যালুমিনামের দুটি উদাহরণ দাও। এরা পানিতে দ্রবীভূত হলে কি কি আয়ন পাওয়া যায়?

৫২। অ্যালুমিনিয়াম ফ্লোরাইড কিভাবে প্রস্তুত করা যায়? অনর্ধ এবং জলীয় দ্রবণে এর গঠন কিরূপ থাকে? ফ্রাইডেল-ক্রাফট বিক্রিয়ায় একটি প্রভাবক হিসেবে $AlCl_3$ এর ব্যবহার দেখাও।

৫৩। $LiAlH_4$ কিভাবে প্রস্তুত করা যায়? এটি কি কাজে ব্যবহার করা হয়?

৫৪। Ti এর +1 জারণ অবস্থার উপর একটি টীকা লিখ।

৫৫। BCl_3 একটি মনোমার যৌগ কিন্তু $AlCl_3$ একটি ডাইমার হিসেবে অবস্থান করে। কারণ ব্যাখ্যা কর। উচ্চ তাপমাত্রায় $AlCl_3$ ডাইমারের কি পরিবর্তন ঘটে?

৫৬। অ্যালুমিনাম কি? অ্যালুমিনামের কেলাসে কি কি আয়ন উপস্থিত থাকে?

৫৭। B_2O_3 এবং Al_2O_3 এর ধর্মের তুলনা কর।

৫৮। $LiAlH_4$ কিভাবে প্রস্তুত করা যায়? পানির সাথে এটি কেন বিস্ফোরণ ঘটায়, যদিও $NaBH_4$ এরূপ করে না?

৫৯। Al এবং Ga এর হাইড্রাইডগুলোর অ্যামফোটেরিক ধর্ম প্রমাণ করার জন্য বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও।

৬০ রাসায়নিক সমীকরণ দাও :

(ক) অ্যালুমিনিয়াম ফ্লোরাইডের সাথে PF_3 এর বিক্রিয়া,

(খ) $LiGaH_4$ এর তাপ বিয়োজন,

(গ) $TiCl_3$ এর তাপ বিয়োজন,

(ঘ) Al^{3+} লবণসমূহের অর্ধ বিশ্লেষণ,

(ঙ) $GaCl_3$ এর অর্ধ বিশ্লেষণ,

(চ) Al_2Cl_6 এর সাথে $N(CH_3)_3$ এর বিক্রিয়া,

(ছ) উচ্চ তাপমাত্রায় $AlCl_3$ এর সাথে Al এর বিক্রিয়া,

(জ) $(Me_3N)_2 GaH_3$ এর সংশ্লেষণ,

(ঝ) মৌলগুলো থেকে $LiAlH_4$ সংশ্লেষণ,

(ঞ) $GaH_3(NM_3)_3$ এর সাথে BF_3 এর বিক্রিয়া।

পঞ্চম অধ্যায়

GrIVA(14) মৌলসমূহ : কার্বন, সিলিকন, জার্মেনিয়াম, টিন এবং লেড

[GrIVA(14) Elements : Carbon, Silicon, Germanium, Tin and Lead]

সাধারণ আলোচনা (General Discussions)

GrIVA(14) এর প্রথম মৌল কার্বনের সাথে দ্বিতীয় মৌল সিলিকনের ধর্মের পার্থক্য অত্যন্ত প্রকট। কার্বনের রসায়ন থেকে সিলিকনের রসায়ন খুব অল্পই অনুমান করা যায়। কিন্তু সিলিকন থেকে গ্রুপের নিচের দিকে অবস্থিত মৌলগুলোর ধর্ম ধাপে ধাপে নিয়মিত পরিবর্তিত হয়। কার্বন পুরোপুরিভাবে একটি অধাতব মৌল; সিলিকনও মূলত একটি অধাতু; জার্মেনিয়ামের ধাতব এবং অধাতব উভয় বৈশিষ্ট্য রয়েছে, এজন্য এটি একটি অপধাতু (metalloid); টিন এবং লেড সুস্পষ্টভাবে ধাতব মৌল। Si, Ge, Sn এবং Pb বরাবর অধাতব প্রকৃতি থেকে ধাতব প্রকৃতিতে উত্তরণ মসৃণ গতিতে সংঘটিত হয়, কিন্তু প্রথম মৌল কার্বন এবং দ্বিতীয় মৌল সিলিকনের ধর্মের মধ্যে মিল খুবই কম। পূর্ববর্তী গ্রুপের কর্ণ প্রতিবেশি (diagonal neighbour) মৌল বেরনের ধর্মের সাথে সিলিকনের ধর্মের অনেক মিল রয়েছে। ৫.১ এবং ৫.২ সারণিতে GrIVA(14) মৌলগুলোর যথাক্রমে ইলেকট্রন বিন্যাস এবং কতিপয় ধর্ম উল্লেখ করা হয়েছে।

GrIVA(14) মৌলগুলোর শেষ স্তরে চারটি ইলেকট্রন উপস্থিত থাকায় এরা প্রত্যেকে চার যোজনী দেখায়। কিন্তু পরমাণু থেকে চারটি ইলেকট্রন মুক্ত করতে যে বিপুল পরিমাণ শক্তির

সারণি ৫.১ : GrIVA(14) মৌলগুলোর ইলেকট্রন বিন্যাস।

মৌল	পারমাণবিক সংখ্যা	ইলেকট্রন বিন্যাস
C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$ বা [He] $2s^2 2p^2$
Si	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ বা [Ne] $3s^2 3p^2$
Ge	32	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$ বা [Ar] $4s^2 4p^2$
Sn	50	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^2$ বা [Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^2$
Pb	82	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^2$ বা [Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^2$

প্রয়োজন হয় (১ম, ২য়, ৩য় এবং ৪র্থ আয়নীকরণ শক্তির যোগফল) তা কোনো রাসায়নিক বিক্রিয়া থেকে পাওয়া যায় না। আবার চারটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে 4- আয়ন গঠন করণ শক্তি বিবেচনায় অসম্ভব। এজন্য $\text{GrIVA}(14)$ মৌলগুলো প্রধানত সমযোজী যৌগ গঠন করে।

চার যোজনী ছাড়াও Ge , Sn এবং Pb এদের কিছু কিছু যৌগে দুই যোজনী প্রদর্শন করে। একই যৌগগুলোতে যোজনী স্তরের s ইলেকট্রন দুটি নিষ্ক্রিয় থাকে। এ ঘটনাকে “নিষ্ক্রিয় যুগল ক্রিয়া” বলা হয়। মৌলগুলোর দ্বি-যোজী ধর্ম প্রদর্শন করার প্রবণতা $\text{Ge} \rightarrow \text{Sn} \rightarrow \text{Pb}$ অনুক্রমে বাড়তে থাকে। জার্মেনিয়ামের দ্বিযোজী অবস্থা চার যোজী অবস্থার তুলনায় কম সুস্থিত, ফলে $\text{Ge}(II)$ যৌগগুলো তীব্র বিজারক পদার্থ হয় এবং বিজারণ বিক্রিয়া সম্পন্ন করে এরা দ্রুত চার যোজী অবস্থায় ফিরে যায়। কিন্তু লেডের ক্ষেত্রে চার যোজী অবস্থার চেয়ে দ্বি-যোজী অবস্থা বেশি সুস্থিত, এজন্য $\text{Pb}(II)$ যৌগগুলো বিজারক হিসেবে কাজ করতে পারে না। তিন এবং লেডের দ্বি-যোজী যৌগগুলো প্রধানত আয়নিক যৌগ।

কার্বন রসায়নের সবচেয়ে উল্লেখযোগ্য দিক হলো কার্বন পরমাণুগুলোর পর পর যুক্ত হয়ে লম্বা শিকল এবং বলয় গঠনের প্রবণতা। এ দিক থেকে সিলিকনের রসায়ন সম্পূর্ণ অন্য রকম। সিলিকন অক্সিজেনের সাথে অত্যন্ত মজবুত বন্ধন গঠন করে এবং এ বন্ধনের মাধ্যমে এটি পলিমেরিক সিলিকেট অ্যানায়ন এবং সিলিকার অতিকায় অণু গঠন করে। সিলিকেট যৌগগুলো সিলিকন রসায়নের সবচেয়ে গুরুত্বপূর্ণ দিক।

কার্বন এবং সিলিকনের রসায়ন পৃথকভাবে আলোচনা করা সুবিধাজনক। জার্মেনিয়াম, তিন এবং লেডের রসায়নকে এক সাথে আলোচনা করা সহজ মনে হতে পারে।

কার্বন (Carbon)

উৎস এবং প্রাচুর্য (Occurrence and abundance)

প্রকৃতিতে মুক্ত অবস্থায় গ্রাফাইট এবং ডায়মন্ড হিসেবে কার্বন পাওয়া যায়। Ca , Mg এবং অন্যান্য ইলেকট্রোপজিটিভ মৌলের সাথে যুক্ত অবস্থায় কার্বোনেট লবণ হিসেবে প্রচুর কার্বন পাওয়া যায়। উদাহরণ : চক, চুনাপাথর এবং মার্বেল (CaCO_3), ম্যাগনেসাইট (MgCO_3), ডলোমাইট ($\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$) ইত্যাদি। বতাসে CO_2 হিসেবে অল্প পরিমাণে কার্বন উপস্থিত থাকে। ভূ-রূপে ওজন হিসেবে কার্বনের পরিমাণ প্রায় 0.018%।

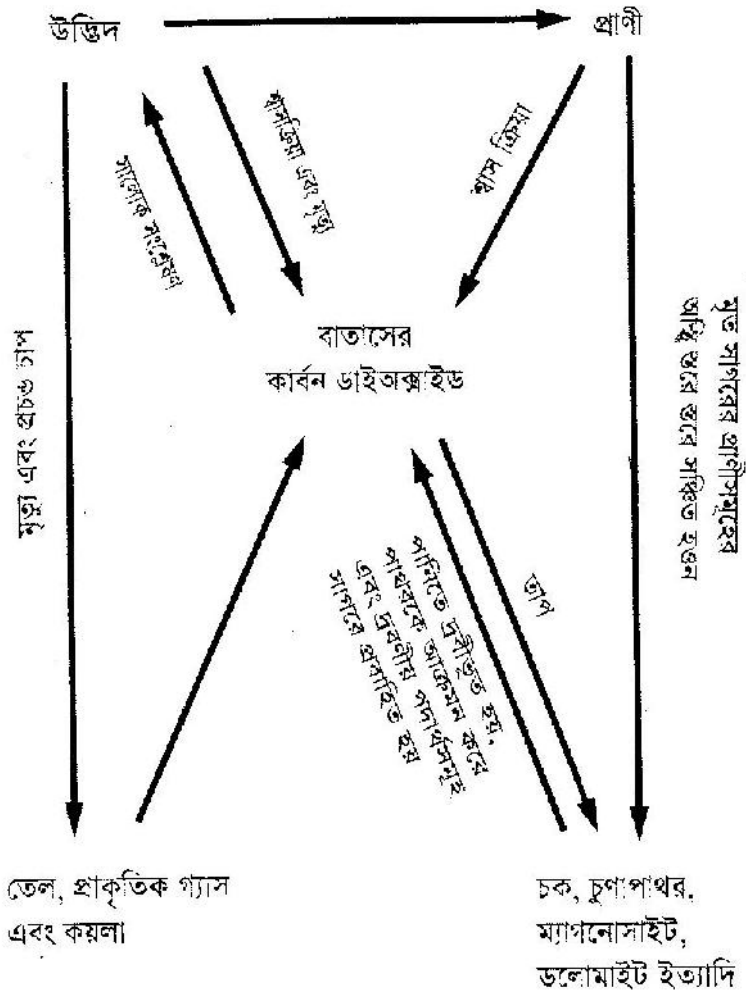
একটি প্রাকৃতিক কার্বন চক্রের মাধ্যমে বাতাসে আয়তন হিসেবে আনুমানিক 0.03% CO_2 সর্বদা স্থির থাকে।

সারণি ৫.২ : G.NVA(14) মৌলগুলোর ক্রিয়া ধর্ম।

মৌল	পারমাণবিক ব্যাসার্ধ (Å)*	আয়নিক ব্যাসার্ধ (Å)		গলনাঙ্ক (°C)	স্ফুটনাঙ্ক (°C)	আয়নীকরণ শক্তি (kJ mol ⁻¹)			ইলেকট্রোনিগটিভিটি (পলিং স্কেল)	
		M ²⁺	M ³⁺			১ম	২য়	৩য়		৪র্থ
C	0.77	-	-	> 3550**	4827	1086	2353	4618	6512	2.5
Si	1.17	-	-	1410	2355	786	1577	3228	4355	1.9
Ge	1.22	0.93	0.53	937	2830	760	1537	3301	4410	2.0
Sn	1.40	1.12	0.71	232	2260	708	1411	2942	3928	2.0
Pb	1.44	1.32	0.84	327	1744	715	1450	3080	4882	2.3

* চতুস্তলকীয় (sp³) ব্যাসার্ধ

** ডায়মন্ড

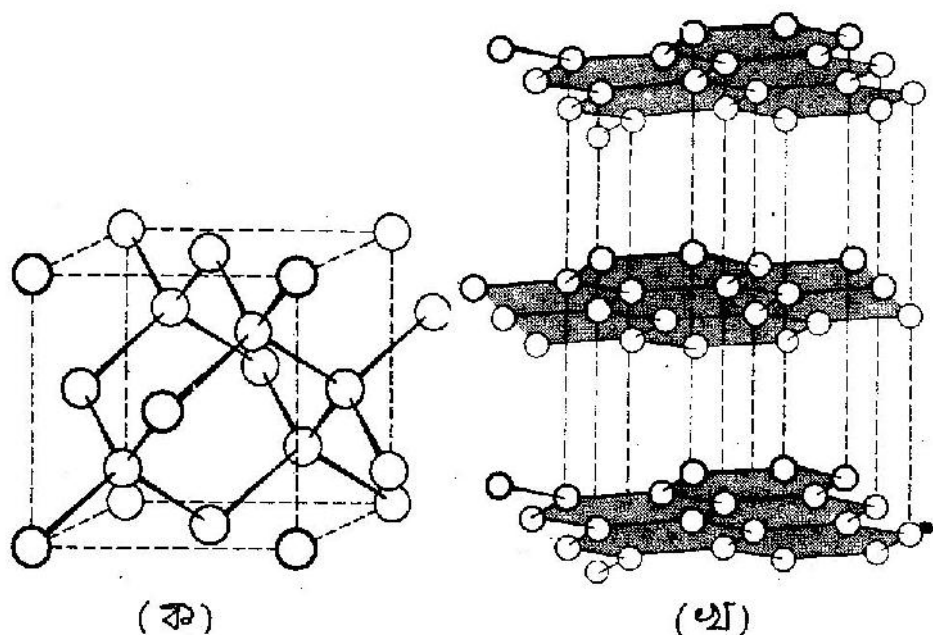


চিত্র ৫.১ : কার্বন চক্র।

কার্বনের দুটি কেলসী অবস্থা : ডায়মন্ড এবং গ্রাফাইট (Two crystalline forms of carbon : Diamond and Graphite)

ডায়মন্ড এবং গ্রাফাইট কার্বনের দুটি পৃথক কেলসী রূপ। উভয়েই অতিকায় অণু গঠন করে। ডায়মন্ড প্রতিটি কার্বন পরমাণু চতুস্তলকীয় অবস্থানে থেকে অপর চারটি কার্বন পরমাণুর সাথে শক্তিশালী সমযোজী বন্ধনে আবদ্ধ থাকে। এভাবে একটি ত্রিমাত্রিক অতিকায় অণু গঠিত হয়। এর একক কোষটি ঘনকীয় (cubic) আকৃতিবিশিষ্ট। শক্তিশালী সমযোজী বন্ধন সবদিকে প্রসারিত থাকে। এজন্য ডায়মন্ডের গলনাংক খুব উচ্চ ($> 3550^{\circ}\text{C}$) এবং এর গঠন অত্যন্ত কঠিন। বস্তুত প্রাকৃতিকভাবে প্রাপ্ত সকল বস্তুর মধ্যে ডায়মন্ড কঠিনতম।

গ্রাফাইটে প্রতিটি কার্বন এক সমতলে অবস্থিত অপর তিনটি কার্বনের সাথে এমনভাবে যুক্ত হয় যাতে অনেকগুলো হয় সদস্যের কার্বন বলয় পরস্পরের সাথে সংযুক্ত হয়ে গ্রাফাইটের প্রতিটি স্তর গঠিত হতে পারে এবং বলয়ের অভ্যন্তরস্থ সবগুলো কোণের মান 120° হয়। অতএব গ্রাফাইটের প্রতিটি স্তর হলো পরস্পর সংযুক্ত অনেকগুলো কার্বন ষড়ভুজের স্তর। এক ষড়গ্রাফাইটে অনেকগুলো গ্রাফাইট স্তর কোনো রাসায়নিক বন্ধন ছাড়াই একটির উপর আরেকটি আনুমানিক 3.4 \AA দূরত্বে অবস্থিত থাকে। পর পর অবস্থিত গ্রাফাইটের স্তরগুলো দুর্বল ড্যান ডার ওয়ালস্ বলের মাধ্যমে একসাথে থাকে। অল্প বল প্রয়োগ করেই দুর্বল ড্যান ডার ওয়ালস্ বল অতিক্রম করা যায়। এজন্য গ্রাফাইটের একটি স্তর অপর একটি স্তরের উপর দিয়ে সহজেই গড়িয়ে যেতে পারে এবং এ কারণেই গ্রাফাইট একটি নরম এবং পিচ্ছিল পদার্থ হয়। 0.2 চিত্রে ডায়মন্ড এবং গ্রাফাইট কেলাসের একাংশ দেখানো হয়েছে।



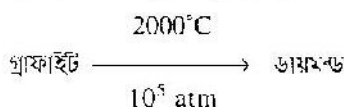
চিত্র ৫.২ : (ক) ডায়মন্ড কেলাসের গঠন; (খ) গ্রাফাইট কেলাসের গঠন

গ্রাফাইটের কেলাসে একটি স্তর থেকে আর একটি স্তর যথেষ্ট দূরে অবস্থিত থাকে। অতএব এ কেলাসে পরমাণুগুলো ঘনিষ্ঠ অবস্থানে থেকে প্রাপ্ত সমগ্র আয়তনকে ফলস্বরূপে ব্যবহার করতে পারে না। এজন্য গ্রাফাইটের ঘনত্ব (2.22 g cm^{-3}) ডায়মন্ডের ঘনত্ব (3.51 g cm^{-3}) থেকে কম হয়।

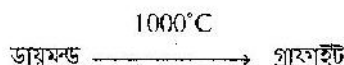
ডায়মন্ড কেলাসে কার্বন পরমাণুগুলো যোজনী স্তরের সবগুলো ইলেকট্রন শক্তিশালী C-C সিগমা বন্ধন গঠনে ব্যবহার করে। বিদ্যুৎ পরিবহন করার জন্য কেলাসে কোনো সঞ্চরনশীল ইলেকট্রন পাওয়া যায় না, এজন্য ডায়মন্ড একটি বিদ্যুৎ অপরিবাহী পদার্থ। কিন্তু গ্রাফাইট কেলাসে প্রতিটি কার্বন যোজনী স্তরের তিনটি ইলেকট্রন ব্যবহার করে তিনটি C-C সিগমা বন্ধন গঠন

করে। চতুর্থ ইলেকট্রনটি পাই বন্ধন গঠনে ব্যবহৃত হয়। পাই ইলেকট্রনগুলো সমগ্র স্তরের মধ্যে বিস্তারিত (delocalized) হয় এবং সেজন্য স্তরের মধ্যে সংকরপর্শন থাকে। ফলে গ্রাফাইট বিদ্যুতের সুপরিবাহী পদার্থ হিসেবে কাজ করে। উল্লেখ করা প্রয়োজন যে, গ্রাফাইটে যে কোনো স্তর বরাবর বিদ্যুৎ চলাতে পারে, কিন্তু একটি স্তর থেকে আর একটি স্তরে বিদ্যুৎ চলাতে পারে না।

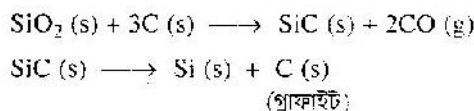
অধিকাংশ ডায়মন্ড খনি থেকে পাওয়া যায়, কিন্তু বর্তমানে গ্রাফাইট থেকে অতি উচ্চ চাপ এবং উচ্চ তাপমাত্রায় ডায়মন্ড সংশ্লেষণ করা সম্ভব হয়েছে। প্রাকৃতিকভাবে প্রাপ্ত ডায়মন্ড ভূ-তাত্ত্বিক পদ্ধতিতে সৃষ্ট এরূপ অবস্থাতেই গ্রাফাইট থেকে উৎপন্ন হয়।



বাতাসের অনুপস্থিতিতে 1000°C তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করলে ডায়মন্ড গ্রাফাইটে পরিণত হয়।



বৈদ্যুতিক চুল্লিতে কোক এবং সিলিকার মিশ্রণকে উচ্চ তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করে গ্রাফাইট প্রস্তুত করা যায়। সম্ভবত প্রথমে একটি মধ্যবর্তী বৌগ হিসেবে সিলিকন কার্বাইড গঠিত হয় যা উচ্চ তাপমাত্রায় বিয়োজিত হয়ে গ্রাফাইটে পরিণত হয়।



অন্যকার প্রস্তুতের জন্য মূল্যবান রত্ন পাথর হিসেবে ডায়মন্ড ব্যবহৃত হয়। তছাড়া অত্যন্ত কঠিন বস্তু হওয়ায় শিল্প কারখানায় কঠিন বস্তু কটার জন্য এটি ব্যবহৃত হয়।

তড়িৎবিশ্লেষণ কোষে ইলেকট্রোড হিসেবে গ্রাফাইট ব্যবহৃত হয়। গ্রাফাইট পেন্সিলের শিশ হিসেবে এবং পিচ্ছিলকারক বস্তু হিসেবেও প্রচুর পরিমাণে গ্রাফাইট ব্যবহার করা হয়। তাছাড়া নিউট্রন শোষণ করতে পারে বলে নিউক্লীয় রিঅ্যাক্টরে (nuclear reactor) নিউক্লীয় বিক্রিয়র গতি মন্থর করার জন্য গ্রাফাইট দণ্ড ব্যবহার করা হয়।

কার্বনের অবিশুদ্ধ রূপসমূহ (Impure forms of carbon)

চারকোল, কোক, প্রাণীজ চারকোল এবং কার্বন ব্ল্যাক কার্বনের কয়েকটি অবিশুদ্ধ রূপ। কাঠ অথবা চিনিকে সীমিত পরিমাণ বাতাসে পুড়িয়ে চারকোল প্রস্তুত করা যায়। সুগার চারকোল খুবই বিশুদ্ধ।

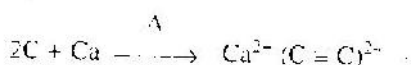
সীমিত পরিমাণ বাতাসে অস্থি পুড়িয়ে প্রাণীজ চারকোল প্রস্তুত করা হয়। ক্যালসিয়াম ফসফেটের উপর কার্বন চূর্ণ জমা হয়ে প্রাণীজ চারকোল গঠন করে। কোনো দ্রবণ থেকে রং সৃষ্টিকারী ভেজাল দ্রব্য শোষণ করার জন্য প্রাণীজ চারকোল ব্যবহার করা হয়।

যে কোনো হাইড্রোকার্বনকে (উদাহরণস্বরূপ মিথেন) অপর্যাপ্ত পরিমাণ বাতাসে পুড়িয়ে কার্বন ব্ল্যাক প্রস্তুত করা হয়। ছ'পার কালি, জুতার কালি এবং রবার থেকে টায়ার প্রস্তুত করার জন্য কার্বন ব্ল্যাক ব্যবহার করা হয়।

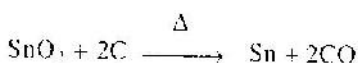
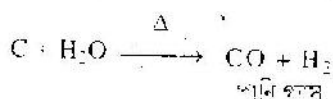
কার্বনের উল্লিখিত এ সবিশুদ্ধ রূপগুলো প্রকৃতপক্ষে গ্রাফাইটের অতি ক্ষুদ্র কণা এদের পৃষ্ঠতলের ক্ষেত্রফল অনেক বেশি হওয়ায় এরা গ্রাফাইট অপেক্ষা বেশি সক্রিয় হয়।

কার্বনের রাসায়নিক ধর্ম (Chemical properties of carbon)

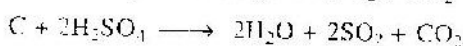
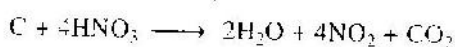
যে রূপেই থাকুক না কেন উচ্চ তাপমাত্রায় কার্বন অক্সিজেনের সাথে বিক্রিয়া করে কার্বন ডাই-অক্সাইড গঠন করে; যদি অক্সিজেনের পরিমাণ অপূর্ণ হয় তাহলে কার্বন ডাই-অক্সাইডের সাথে কার্বন মনোক্সাইডও গঠিত হয়। সালফার, কিছু ধাতু এবং ফ্লোরিনের সাথে চারকোল সরাসরি যুক্ত হয়।



উচ্চ তাপমাত্রায় কোক স্টীমের সাথে বিক্রিয়া করে পানি গ্যাস গঠন করে এবং অনেক ধাতুর অক্সাইডকে বিজারিত করে ধাতু উৎপন্ন করে। এ বিক্রিয়াগুলো শিল্প ক্ষেত্রে খুবই গুরুত্বপূর্ণ।



পাতলা এসিডের সাথে কার্বন বিক্রিয়া করে না, কিন্তু এটি গড় HNO_3 এবং গড় H_2SO_4 কে উত্তপ্ত অবস্থায় বিজারিত করে।



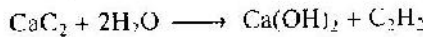
কার্বাইডসমূহ (Carbides)

কার্বন তার চেয়ে কম অথবা অনুমানিক সমান ইলেকট্রোনেগেটিভিটির মৌলসমূহের সাথে যুক্ত হয়ে যে কঠিন যৌগসমূহ উৎপন্ন করে তাদেরকে কার্বাইড বলা হয়। এ সংজ্ঞা অনুসারে কার্বনের সাথে হাইড্রোজেন, অক্সিজেন, সালফার, ফসফরাস, নাইট্রোজেন এবং হ্যালোজেনের যৌগসমূহ কার্বাইড নয়।

যৌগসমূহ উপস্থিত রাসায়নিক বহনের প্রকৃতির উপর নির্ভর করে কার্বাইডগুলোকে নিচের তিন শ্রেণীতে ভাগ করা যায় :

- (১) লবণ-সদৃশ বা আয়নিক কার্বাইড,
- (২) ইন্টারস্টিসিয়াল কার্বাইড,
- (৩) সমযোজী কার্বাইড।

লবণসদৃশ বা আয়নিক কার্বাইড (Salt-like or ionic carbides) : ক্ষার ধাতু, মৃৎক্ষার ধাতু এবং অ্যালুমিনিয়ামের মতো অতি সক্রিয় ধাতুগুলো এরূপ কার্বাইড গঠন করে। এরূপ কার্বাইড যৌগে C^{4-} অথবা C_2^{2-} আয়ন উপস্থিত থাকে। পানির সাথে বিক্রিয়া করে এরা হাইড্রোকার্বন উৎপন্ন করে।



আয়নিক কার্বাইডগুলো বর্ণহীন কঠিন পদার্থ এবং এগুলো বিদ্যুতের অপরিবাহী হয়।

ইন্টারস্টিসিয়াল কার্বাইড (Interstitial carbides) : অবস্থান্তর ধাতুগুলো এরূপ কার্বাইড গঠন করে। এ ধরনের যৌগে কার্বন পরমাণুগুলো ধাতুর ঘনিষ্ঠ মোড়কবদ্ধ বিন্যাসে (close-packed structure) চতুস্তলকীয় গর্তগুলোতে অবস্থান করে। এরূপ পদার্থগুলো অত্যন্ত কঠিন, বিদ্যুৎ পরিবাহী এবং উচ্চ গলনাংকবিশিষ্ট হয়। টাংস্টেন কার্বাইড (WC) এতো কঠিন যে স্টীল কাটার যন্ত্রপাতি প্রস্তুতের জন্য এটি ব্যবহৃত হয়। যে সব ধাতব পরমাণুর পারমাণবিক ব্যাসার্ধ 1.3 Å এর কম তাদের ল্যাটিসের গঠন বিকৃত হয়। উদাহরণ : Fe_3C , Mn_3C এবং Ni_3C । এ কার্বাইড যৌগগুলোর প্রকৃতি আয়নিক এবং ইন্টারস্টিসিয়াল কার্বাইডের মাঝামাঝি হয়। এরা পানি এবং লঘু এসিড দ্রবণ দ্বারা আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়।

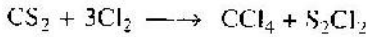
সমযোজী কার্বাইড (Covalent carbides) : এরা সমযোজী বন্ধন বিশিষ্ট অতিকায় অণু। দুটি উদাহরণ হলো সিলিকন কার্বাইড (SiC) এবং বোরন কার্বাইড (B_4C)। সিলিকন কার্বাইডের গঠন ডায়মন্ডের গঠনের অনুরূপ, প্রতিটি Si পরমাণু চারটি C পরমাণু দ্বারা চতুস্তলকীয়ভাবে পরিবেষ্টিত থাকে এবং একইভাবে প্রতিটি কার্বন পরমাণুও চারটি Si পরমাণু দ্বারা চতুস্তলকীয়ভাবে পরিবেষ্টিত হয়। B_4C এর গঠন আরো বেশি জটিল। উভয় যৌগই অত্যন্ত কঠিন, দুটির মধ্যে বোরন কার্বাইড বেশি কঠিন। ধাতুর অমসৃণ তলকে ঘসে মসৃণ করার জন্য এরা ব্যবহৃত হয়।

কার্বনের হ্যালাইড যৌগসমূহ (Halides of carbon)

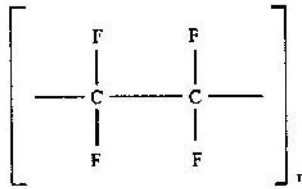
কার্বন CX_4 (X = F, Cl, Br, I) সংকেতবিশিষ্ট হ্যালাইড যৌগ গঠন করে। যৌগগুলোর তাপীয় স্থিতি হ্যালোকেন পরমাণুর পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে হ্রাস পায় ; স্ফুটনাংক এই অনুক্রমে

বৃদ্ধি পায়। যেমন CF_4 একটি গ্যাস, CCl_4 একটি তরল এবং CBr_4 ও Cl_4 উভয়েই কঠিন পদার্থ।

কার্বন টেট্রাক্লোরাইড একটি দ্রাবক হিসেবে ব্যবহৃত হয়, এটি একটি ভারি বাষ্প গঠন করে যাতে আঁপুন ধরে না। এজন্য আগুন নিভানোর কাজে CCl_4 ব্যবহৃত হয়। আয়রন প্রভাবকের উপস্থিতিতে ফ্লোরিনের সাথে কার্বন ডাইসালফাইডের বিক্রিয়া করে এটি প্রস্তুত করা হয়।



কার্বনের টেট্রাহ্যালোইডগুলো পানি দ্বারা অর্ধ বিশ্লেষিত হয় না। কার্বন পরমাণুর যোজনী স্তরে কোনো ফাঁকা d অরবিটাল না থাকায় পানির অণু সহজে কার্বনের সাথে যুক্ত হতে পারে না এবং এ কারণেই অর্ধ বিশ্লেষণ বিক্রিয়া ঘটে না। কার্বন ফ্লোরিনের সাথে পলিটেট্রাফ্লোরেইথেন বা টেফলন নামে একটি পলিমার যৌগ গঠন করে যা $-CF_2-$ গ্রুপগুলো পর পর যুক্ত হয়ে গঠিত হয়।

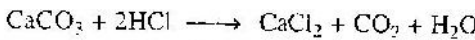


এটি অতি উচ্চ তাপমাত্রাতেও সুস্থিত এবং কোনো রাসায়নিক বিকরক দ্বারা অক্রান্ত হয় না।

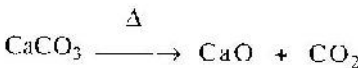
কার্বনের অক্সাইড যৌগসমূহ (The oxides of carbon)

কার্বন ডাইঅক্সাইড (Carbon dioxide), CO_2 : বাতাসে আয়তন হিসেবে আনুমানিক 0.03% কার্বন ডাইঅক্সাইড উপস্থিত থাকে। প্রকৃতিতে একটি কার্বন চক্র (চিত্র ৫.১) বাতাসে CO_2 এর পরিমাণকে হ্রাস রাখে।

ল্যাবরেটরিতে মার্বেল বা চুনাপাথরের সাথে লঘু হাইড্রোক্লোরিক এসিডের বিক্রিয়া দ্বারা CO_2 প্রস্তুত করা হয়।

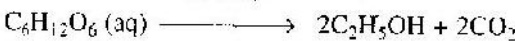


শিল্পক্ষেত্রে চুন প্রস্তুতের সময় এবং ফার্মেন্টেশন প্রক্রিয়ার একে একটি উপজাত হিসেবে পাওয়া যায়।



চুন

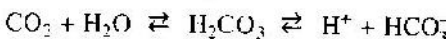
এনজাইম



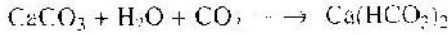
(গ্লুকোজ)

(ইথানল)

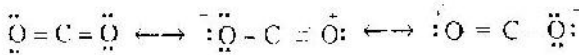
এটি একটি বর্ণহীন, গন্ধহীন, ভারি গ্যাস যা পানিতে অত্যন্ত দ্রবণীয়। পানির সাথে বিক্রিয়া করে এটি কার্বোনিক এসিড গঠন করে। ফলে CO_2 এর জলীয় দ্রবণ অ্যাসিডীয় হয়।



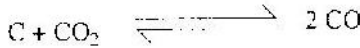
কার্বন ডাই অক্সাইড করার প্রবণের সাথে বিক্রিয়া করে কার্বোনেট লবণ গঠন করে, অতিরিক্ত CO_2 এর সাথে বাইকার্বোনেট লবণ পাওয়া যায়।



সাপ প্রস্তুত করে কার্বন ডাইঅক্সাইডকে সহজেই তরলে পরিণত করা যায়। অগ্নিনির্বাপক যন্ত্রে অগ্নি নিভানোর জন্য CO_2 ব্যবহার করা হয়। কার্বন ডাই-অক্সাইড অনুর গঠন নিচের তিনটি রেজোন্যান্স কঠোরের মাধ্যমে প্রকাশ করা যায় :



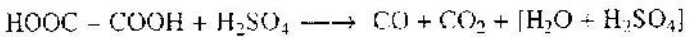
কার্বন মনোক্সাইড (Carbon monoxide), CO : কার্বন অথবা কার্বনযুক্ত কোনো যৌগকে যখন অপর্যাপ্ত বাতাস বা অক্সিজেনে পোড়ানো হয় তখন কার্বন ডাইঅক্সাইডের সাথে কার্বন মনোক্সাইড গঠিত হয়। কোক এবং কার্বন ডাইঅক্সাইড একসাথে উত্তপ্ত করলে কার্বন মনোক্সাইড গঠিত হয়।



লাবরেটরিতে মিথেনেইক এসিডকে ঘন H_2SO_4 এর সাথে বিক্রিয়া করে কার্বন মনোক্সাইড প্রস্তুত করা যায় :



যদি একই পদ্ধতিতে অক্সালিক এসিড থেকে পানি মুক্ত করা হয় তাহলে CO এবং CO_2 এর একটি মিশ্রণ পাওয়া যায় :

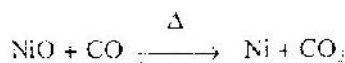
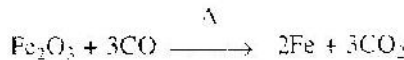


কার্বন মনোক্সাইড একটি বর্ণহীন, গন্ধহীন গ্যাস। এটি বাতাসে নীল শিখায় জ্বলে এবং CO_2 উৎপন্ন হয় :

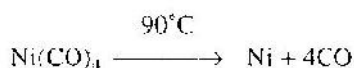
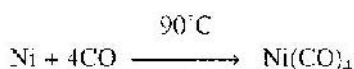


কার্বন মনোক্সাইড একটি অত্যন্ত বিধাঙ্ক গ্যাস। এটি রক্তের হেমেগ্লোবিনে অবস্থিত আয়রনের সাথে অক্সিজেন অপেক্ষা দ্রুত যুক্ত হয় এবং একটি মজবুত বন্ধন গঠন করে। ফলে অক্সিজেন হেমেগ্লোবিনের সাথে যুক্ত হবার সুযোগ পায় না এবং ব্যতিক্রমিক শ্বাসকর্ষ ব্যহত হয়।

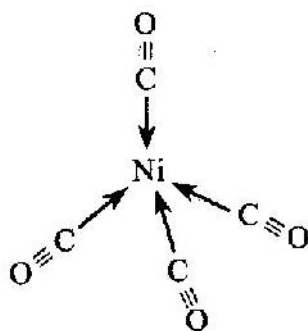
কার্বন মনোক্সাইড একটি অতি শক্তিশালী বিজারক পদার্থ। শিল্পক্ষেত্রে আয়রন এবং নিকেল নিষ্কাশনে CO বিজারক হিসেবে ব্যবহৃত হয়।



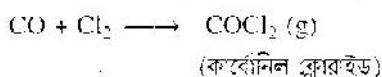
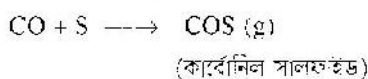
অনেকগুলো অবস্থান্তর ধাতুর সাথে বিক্রিয়া করে এটি উদ্বায়ী কার্বোনিল যৌগ গঠন করে। মণ্ড পদ্ধতিতে বিশুদ্ধ নিকেল প্রস্তুতের জন্য প্রথমে নিকেল কার্বোনিল সৃষ্টি করে পরে তাকে উত্তপ্ত করে বিয়োজিত করা হয় :



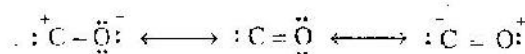
অবস্থান্তর ধাতুর কার্বোনিল যৌগগুলো সমযোজী পদার্থ। কার্বন মনোক্সাইডের কার্বন পরমাণু ধাতুর সাথে সম্মিলিত বন্ধন সৃষ্টি করে যুক্ত হয়। নিকেল কার্বোনিল একটি চতুস্তলকীয় অণু। নিচে এর গঠন দেখানো হয়েছে।



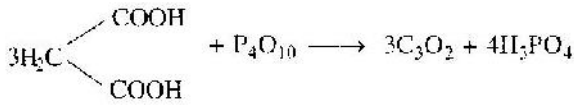
অক্সিজেনের সাথে বিক্রিয়া ছাড়াও কার্বন মনোক্সাইড সালফারের সাথে যুক্ত হয়ে কার্বোনিল সালফাইড এবং আলের উপস্থিতিতে ক্লোরিনের সাথে যুক্ত হয়ে কার্বোনিল ক্লোরাইড (ফসজিন গ্যাস) উৎপন্ন করে। কার্বোনিল ক্লোরাইড একটি হ্রতি বিষাক্ত গ্যাস।



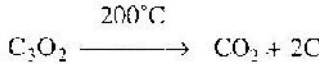
অ্যামোনিয়াযুক্ত রূপার (I) ক্লোরাইড দ্রবণ এবং অ্যামোনিয়াযুক্ত সিলভার নাইট্রেট দ্রবণ CO গ্যাস শোষণ করে। নিচের তিনটি রেজোন্যান্স কাঠামো দ্বারা CO এর গঠন প্রকাশ করা হয় :



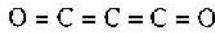
কার্বন সাবঅক্সাইড (Carbon suboxide), C_3O_2 : এটি একটি বিশী গন্ধযুক্ত গ্যাস। প্রোপেনডাইইথেরিক এসিডকে ফসফরাস পেন্টঅক্সাইড দ্বারা নিরুদন করে এটি প্রস্তুত করা যায় :



200°C তাপমাত্রার উদ্ভঙ্গ করলে এটি বিয়োজিত হয়ে কার্বন ডাইঅক্সাইড এবং কার্বন গঠন করে :

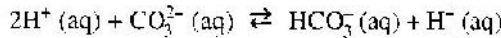
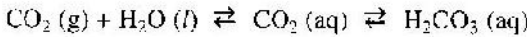


কার্বন সাবঅক্সাইডের অণুর গঠন নিম্নরূপ :



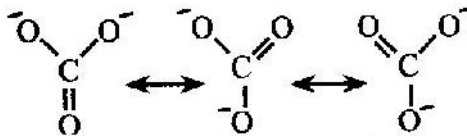
কার্বোনিক এসিড, কার্বোনেট এবং বাইকার্বোনেট (Carbonic acid, carbonates and bicarbonates)

কার্বন ডাইঅক্সাইড পানিতে দ্রবীভূত হলে এর বেশিরভাগ পানির সাথে হালকাভাবে যুক্ত হয়। অর্ধ অণুগুলো কার্বোনিক এসিড, হাইড্রোজেন আয়ন, বাইকার্বোনেট আয়ন এবং কার্বোনেট আয়নের সাথে একটি রাসায়নিক সাম্য (chemical equilibrium) সৃষ্টি করে :



যদিও বিশুদ্ধ কার্বোনিক এসিড পৃথক করা যায় না, কঠিন কার্বোনেট লবণ প্রচুর পরিমাণে পাওয়া যায় এবং GrIA(1) ধাতুগুলো কঠিন বাইকার্বোনেট লবণ গঠন করে।

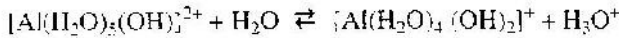
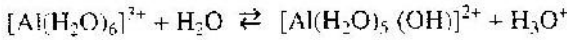
কার্বোনেট লবণগুলোতে সমতল ত্রিকোণাকৃতির CO_3^{2-} আয়ন উপস্থিত থাকে। এ আয়নে সবগুলো কার্বন-অক্সিজেন বন্ধন দূরত্ব সমান হয়। নিচের তিনটি রেজোন্যান্স কাঠামো কার্বোনেট আয়নের গঠনকে ব্যাখ্যা করে :



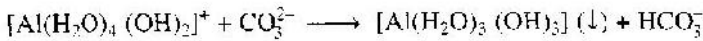
উল্লেখ করা প্রয়োজন যে, সিলিকন CO_3^{2-} আয়নের অনুরূপ কোনো সরল SiO_3^{2-} আয়ন গঠন করে না। Si পরমাণুর বৃহৎ আকারের কারণে এটি অক্সিজেনের সাথে $p_{\pi} - p_{\pi}$ বন্ধনের মাধ্যমে সিলিকন-অক্সিজেন বি-বন্ধন গঠন করতে পারে না। এ কারণেই বিচ্ছিন্ন সরল SiO_3^{2-} আয়ন গঠন সম্ভব হয় না।

GrIA(1) ধাতুসমূহের কার্বোনেট লবণগুলো পানিতে দ্রবণীয়, কিন্তু অন্য ধাতুর কার্বোনেট লবণগুলো অদ্রবণীয়। ক্ষার ধাতুর কার্বোনেট লবণের জলীয় দ্রবণ অন্য কোনো ধাতুর লবণের দ্রবণে যোগ করলে ধাতু আয়নের আকার এবং চার্জের উপর নির্ভর করে একটি কার্বোনেট, একটি ক্ষারকীয় কার্বোনেট অথবা একটি হাইড্রক্সাইডের অধঃক্ষেপ সৃষ্টি হয়।

হাইড্রক্সাইডের অধঃক্ষেপ সৃষ্টি : Al^{3+} , Cr^{3+} অথবা Fe^{3+} আয়নের দ্রবণে কোনো দ্রবণীয় কার্বোনেট লবণ যোগ করলে ধাতুগুলোর হাইড্রক্সাইডের অধঃক্ষেপ পাওয়া যায়। Al^{3+} , Cr^{3+} এবং Fe^{3+} আয়নগুলোর উচ্চ চার্জ এবং ক্ষুদ্র আকারের কারণে এরা দ্রাবক অণুগুলোকে তীব্রভাবে আকর্ষণ করে এবং এদের জলীয় দ্রবণ এসিডীয় হয়। উদাহরণ :

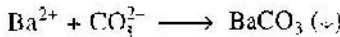


এ দ্রবণে কোনো দ্রবণীয় কার্বোনেট লবণ যোগ করলে (অর্থাৎ CO_3^{2-} আয়ন যোগ করলে) CO_3^{2-} আয়নগুলো তীব্র ক্ষার হওয়ার কারণে একটি প্রোটন গ্রহণ করে HCO_3^- আয়ন গঠন করে এবং ধাতুর হাইড্রক্সাইড অধঃক্ষিপ্ত হয় :

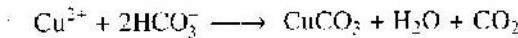


ক্ষারকীয় কার্বোনেটের অধঃক্ষেপ সৃষ্টি : Cu^{2+} অথবা Zn^{2+} আয়নের দ্রবণে কোনো দ্রবণীয় কার্বোনেট লবণ যোগ করলে ক্ষারকীয় কার্বোনেট লবণ (অর্থাৎ কার্বোনেট লবণ এবং হাইড্রক্সাইডের মিশ্রণ) অধঃক্ষিপ্ত হয়। Cu^{2+} এবং Zn^{2+} আয়নগুলোর আকার M^{2+} আয়নগুলোর আকার থেকে বড় এবং চার্জও কম। ফলে Cu^{2+} এবং Zn^{2+} আয়নগুলোর দ্রবণ M^{3+} আয়নগুলোর দ্রবণের তুলনায় কম এসিডীয় হয় এবং এদের আয়নীকরণও কম হয়। অতএব এদের ক্ষেত্রে কার্বোনেট এবং হাইড্রক্সাইড উভয়ই অধঃক্ষিপ্ত হয়।

কার্বোনেটের অধঃক্ষেপ সৃষ্টি : GrIIA(2) এর ক্যাটায়নগুলো তাদের বৃহৎ আকারের কারণে দ্রাবক অণুগুলোকে তীব্রভাবে আকর্ষণ করে না। ফলে এদের জলীয় দ্রবণ প্রশম অথবা অতি দুর্বলভাবে এসিডীয় হয়। এদের জলীয় দ্রবণে দ্রবণীয় কার্বোনেট লবণ যোগ করলে স্বাভাবিক কার্বোনেট লবণের অধঃক্ষেপ পাওয়া যায়। উদাহরণ :

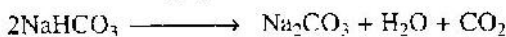


যে সব ধাতু আয়ন দ্রবণীয় কার্বোনেট লবণের সাথে বিক্রিয়া করে ক্ষারকীয় কার্বোনেট লবণের অধঃক্ষেপ সৃষ্টি করে তারা দ্রবণীয় বাইকার্বোনেট লবণের সাথে বিক্রিয়া করে স্বাভাবিক কার্বোনেট লবণের অধঃক্ষেপ দেয়। বাইকার্বোনেট আয়ন একটি দুর্বল ক্ষার হওয়ায় এটি দ্রাবকযুক্ত ধাতব আয়নের আয়নীকরণ ঘটাতে কোনো ভূমিকা রাখে না।



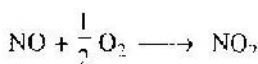
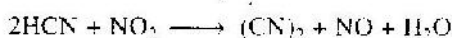
কেবল ক্ষার ধাতুর বাইকার্বোনেট লবণগুলোকে কঠিন অবস্থায় পাওয়া যায়। এগুলোকে $70^\circ C$ তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করলে এরা বিয়োজিত হয়ে কার্বোনেট লবণ গঠন করে :

$70^\circ C$

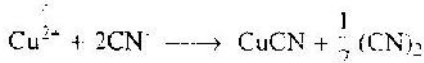


কার্বন-নাইট্রোজেন বন্ধনযুক্ত যৌগসমূহ : সায়ানাইড এবং সম্পর্কিত যৌগসমূহ (Compounds with carbon-nitrogen bonds : cyanides and related compounds)

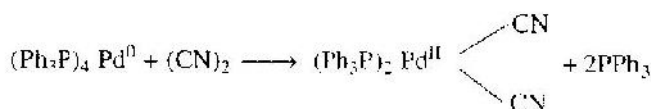
সায়ানোজেন (Cyanogen), $(CN)_2$: HCN এবং NO_2 গ্যাস মিশ্রণের প্রভাবকীয় ভারণ দ্বারা সায়ানোজেন প্রস্তুত করা যায় :



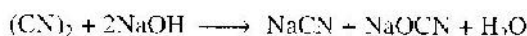
সায়ানাইড লবণের দ্রবণকে Cu^{2+} লবণ দ্বারা জরিত করেও সায়ানোজেন পাওয়া যায় :



সায়ানোজেন একটি দাহ্য গ্যাস (স্ফুটনত্ব -21°C)। এটি বিয়োজিত হয়ে CN রেডিক্যাল গঠন করে এবং হ্যালোজেনের মতো অম্ল চার্জযুক্ত ধাতুর সাথে যুক্ত হয়ে ধাতুকে জরিত করতে পারে :
উদাহরণ :



হ্যালোজেনের সাথে অর একটি সাদৃশ্যমূলক বিক্রিয়া হলো এটি ক্ষারীয় দ্রবণে অসামঞ্জস্যকরণ বিক্রিয়া দেয় :

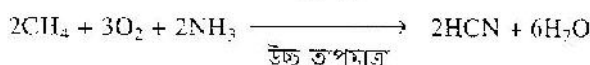


হাইড্রোজেন সায়ানাইড (Hydrogen cyanide), HCN : হাইড্রোজেন হ্যালাইডগুলোর মতো হাইড্রোজেন সায়ানাইড একটি সমযোজী অণু। এটি অতি মাত্রায় বিষাক্ত একটি বর্ণহীন গ্যাসীয় পদার্থ। সায়ানাইড লবণের সাথে এসিডের বিক্রিয়ায় এটি উৎপন্ন হয় :



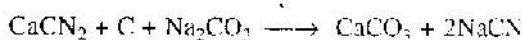
বাণিজ্যিকভাবে মিথেন এবং অ্যামোনিয়ার বিক্রিয়া থেকে এটি প্রস্তুত করা হয় :

প্রভাবক



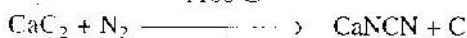
HCN এর জলীয় দ্রবণ একটি অতি দুর্বল এসিড এবং দ্রবণীয় সায়ানাইড লবণগুলো জলীয় দ্রবণে খুব বেশি পরিমাণে অর্ধ বিয়োজিত হয়। বাণিজ্যিকভাবে হাইড্রোজেন সায়ানাইডের অনেকগুলো গুরুত্বপূর্ণ প্রয়োগ রয়েছে। উদাহরণস্বরূপ, এটি সরাসরি বিউটাডাইইনের সাথে বিক্রিয়া করে এডিপোন হিট্রাইল, NC $(\text{CH}_2)_4$ CN গঠন করে যা নাইলন প্রস্তুতের জন্য ব্যবহার করা হয়।

সায়ানাইড লবণসমূহ (Cyanide salts) : ক্যালসিয়াম সায়ানাইড, কার্বন এবং সোডিয়াম কার্বোনেটের মিশ্রণকে উত্তপ্ত করে বিয়োজিত করে বাণিজ্যিকভাবে সোডিয়াম সায়ানাইড প্রস্তুত করা হয় :

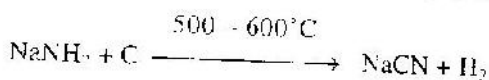


ক্যালসিয়াম কার্বাইডকে নাইট্রোজেন গ্যাসে উত্তপ্ত করে ক্যালসিয়াম সায়ানাইড পাওয়া যায় :

1100°C



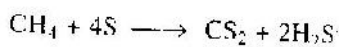
সোডিয়াম অয়ানাইড এবং কার্বনের বিক্রিয়া করেও সোডিয়াম সায়ানাইড উৎপন্ন করা যায় :



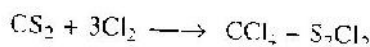
ইলেকট্রোপজিটিভ ধাতুগুলোর সায়ানাইড লবণ পানিতে দ্রবণীয়, কিন্তু Ag (I), Hg (I) এবং Pb (II) এর সায়ানাইড লবণগুলো অত্যন্ত অদ্রবণীয়। লিগ্যান্ড হিসেবে সায়ানাইড আয়ন, CN⁻, খুবই গুরুত্বপূর্ণ এবং অবস্থান্তর ধাতুগুলোর অসংখ্য সায়ানাইড জটিল প্রস্তুত করা হয়েছে। অনেকগুলো সায়ানাইড জটিল হালোজেনে জটিলের সাথে সাদৃশ্য দেখায়। উদাহরণ : [Hg(CN)₄]²⁻ এবং [HgCl₄]²⁻ প্রাকৃতিক উৎস থেকে গোল্ড এবং সিলভার নিষ্কাশনের জন্য NaCN ব্যবহার করা হয়।

কার্বন-সালফার বন্ধনযুক্ত যৌগসমূহ (Compounds with carbon sulfur bonds)

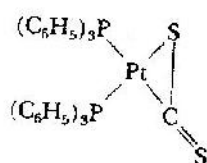
কার্বন ডাইসালফাইড (Carbon disulfide), CS₂ : কার্বন ডাইসালফাইড একটি অতি বিষাক্ত তরল (স্ফুটনাংক 46°C) যার রং হলুদকাল্পিত। সিলিকা অথবা অ্যালুমিনা প্রভাবকের উপর 1000°C তাপমাত্রায় মিথেন এবং সালফারের বিক্রিয়া করে বাণিজ্যিকভাবে CS₂ প্রস্তুত করা হয় :



এটি বাতাসে অতি মাত্রায় দাহ্য। বাণিজ্যিকভাবে কার্বন টেট্রাক্লোরাইড প্রস্তুতের জন্য এটি ব্যবহৃত হয়।



CS₂ অণু একটি লিগ্যান্ড হিসেবে কাজ করতে পারে। জটিল গঠনের সময় এটি ধাতুর সাথে S পরমাণুর মাধ্যমে অথবা C এবং S উভয় পরমাণুর মাধ্যমে যুক্ত হতে পারে। উদাহরণ :



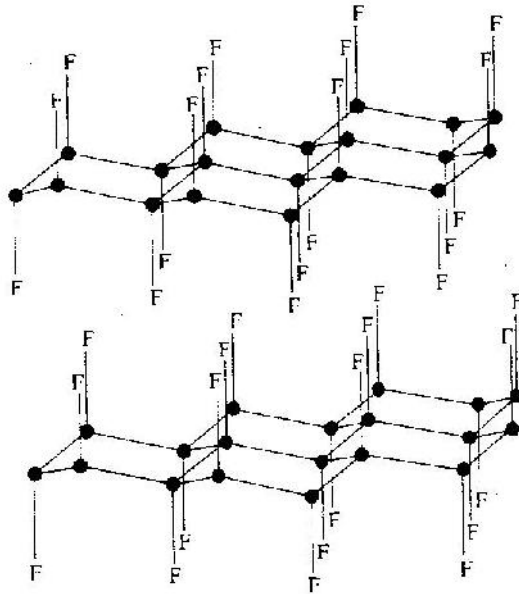
ডাইথায়োক্যার্বামেটসমূহ (Dithiocarbamates) : NaOH এর উপস্থিতিতে CS₂ এর সাথে প্রাইমারি অথবা সেকেন্ডারি অ্যামিনের বিক্রিয়া করে ডাইথায়োক্যার্বামেটের সোডিয়াম লবণ প্রস্তুত করা যায়। কৃষিক্ষেত্রে হ্রাসকরক হিসেবে জিংক, ম্যাংগানিজ এবং আয়রন ডাইথায়োক্যার্বামেট যৌগগুলো বড় পরিমাণে ব্যবহৃত হয়। রবারের ভালকনাইজেশন প্রক্রিয়া ত্বরান্বিত করার জন্য জিংক ডাইথায়োক্যার্বামেট ব্যবহার করা হয়। বিভিন্ন ধাতুর সাথে ডাইথায়োক্যার্বামেট অনেক জটিল যৌগ গঠন করে।

গ্রাফাইট যৌগসমূহ (Graphite compounds)

গ্রাফাইটের কঠিন বিক্রিয়ায় গ্রাফাইট স্তরগুলোর পারস্পরিক দূরত্ব বেড়ে যায় এবং স্তরগুলোর মাঝখানে অন্য পরমাণু, অণু বা আয়ন ঢুকে পড়ে। এরূপ বিক্রিয়ায় প্রাপ্ত পদার্থগুলোকে

ইন্টারক্যালেশন (intercalation) বা লামেলারি (lamellar) যৌগ অথবা অনেক সময় সহজভাবে গ্রাফাইট যৌগ বলা হয়। গ্রাফাইট যৌগগুলোকে দুটি প্রধান শ্রেণীতে ভাগ করা যায় : (১) ঐসব যৌগ যোগ্যগুলোতে গ্রাফাইট স্তরগুলো বৈকি থাকে এবং গ্রাফাইটের বিদ্যুৎ পরিবাহিতা সম্পূর্ণ নষ্ট হয় ; (২) ঐসব যৌগ যোগ্যগুলোতে গ্রাফাইট স্তরগুলো আগের মতো সমতল থাকে এবং বিদ্যুৎ পরিবাহিতা বেড়ে যায়। প্রথম শ্রেণীর যৌগগুলো বর্ণহীন কিন্তু দ্বিতীয় শ্রেণীর যৌগগুলো রঙিন (কিন্তু গ্রাফাইটের বা থেকে ভিন্ন) হয়।

প্রথম শ্রেণীর কেবল দুটি গ্রাফাইট যৌগ জানা রয়েছে : গ্রাফাইট ফ্লোরাইড এবং গ্রাফাইট অক্সাইড। গ্রাফাইট ফ্লোরাইডের সংকেত $(C_6F_6)_n$ একে পলি(কার্বন মনোফ্লোরাইড) বলা হয়। $400 - 500^\circ C$ তাপমাত্রায় গ্রাফাইট সর্বসরি ফ্লোরিনের সাথে বিক্রিয়া করে গ্রাফাইট ফ্লোরাইড উৎপন্ন করে। HF এর উপস্থিতিতে বিক্রিয়াটি আরো কম তাপমাত্রায়তই ঘটানো যায়। এ যৌগে পর পর অবস্থিত দুটি গ্রাফাইট স্তরের দূরত্ব আনুমানিক ৪Å, তবে গ্রাফাইট স্তরগুলো সমতল না হয়ে বাঁকা হয়। কার্বন পরমাণুগুলোর সাথে ফ্লোরিন পরমাণু যুক্ত থাকে এবং কার্বন পরমাণুর চতুস্তলকীয় বন্ধন হয়। ফ্লোরিন যুক্ত হওয়ায় স্তরগুলোতে π ইলেকট্রন থাকে না, ফলে গ্রাফাইট ফ্লোরাইড বিদ্যুৎ অপরিবাহী হয়। ৫.৩ চিত্রে গ্রাফাইট ফ্লোরাইডের গাঠনিক কাঠামো দেখানো হয়েছে। স্তরীভূত কাঠামো (layer structure) থাকে বলে এটি গ্রাফাইটের মতোই পিচ্ছিলকারক বস্তু। রাসায়নিকভাবে এটি খুবই নিষ্ক্রিয়।

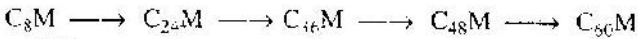


চিত্র ৫.৩ : গ্রাফাইট ফ্লোরাইডের গাঠনিক কাঠামো।

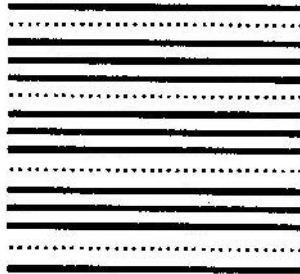
ধূমায়িত FeO_2 অথবা $KMnO_4$ এর মতো অতি শক্তিশালী জারক পদার্থের সাথে গ্রাফাইট বিক্রিয়া করে গ্রাফাইট অক্সাইড উৎপন্ন করে। এর সংযুক্তি সুনির্দিষ্ট নয়, তবে C_6O এর কাছাকাছি এবং এতে সবসময় অল্প পরিমাণ হাইড্রোজেন উপস্থিত থাকে। পর পর অবস্থিত স্তরগুলোর মধ্যে

দূরত্ব $6 - 7 \text{ \AA}$ হয়। সম্ভবত অক্সিজেন পরমাণুগুলো সীটের মধ্যে মেটা অবস্থানে $C - O - C$ স্তে সৃষ্টি করে, এবং ক্রিটো ও ইনল গ্রুপ হিসেবেও অবস্থিত থাকে। এ যৌগেও গ্রাফাইট স্তরগুলো বেকে যায় এবং যৌগটি বিন্দুৎ অপরিবাহী হয়। এর গাঠনিক কাঠামো নির্ণীত হয়নি, তবে গ্রাফাইট ফ্লোরাইডের কাঠামোর সাথে সাদৃশ্য থাকতে পারে।

দ্বিতীয় শ্রেণীর গ্রাফাইট যৌগগুলোর মধ্যে K, Rb এবং Cs এর সাথে গঠিত গ্রাফাইট যৌগগুলো উল্লেখযোগ্য। এ ধাতুগুলোর ব্যাপ্তির সাথে গ্রাফাইটকে 300°C তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করলে গ্রাফাইট ধাতু শোষণ করে ব্রোঞ্জ বর্ণবিশিষ্ট C_8M যৌগ গঠন করে। এ যৌগকে 350°C তাপমাত্রায় নিম্নচাপে উত্তপ্ত করলে ক্রমশ ধাতুর পরিমাণ কমেতে থাকে এবং নীল থেকে কাল রং পর্যন্ত বিভিন্ন যৌগ পাওয়া যায়।



যে যৌগগুলোতে প্রতিটি গ্রাফাইট স্তরের পর একটি ধাতুর স্তর উপস্থিত থাকে তাদের সংকেত C_8M হয়, যেগুলোতে দুটি গ্রাফাইট স্তরের পর তৃতীয় স্তরটি ধাতুর পরমাণু দ্বারা গঠিত হয় তাদের সংকেত $C_{24}M$, যেগুলোতে পর পর তিনটি গ্রাফাইট স্তরের পর চতুর্থ স্তরটি ধাতুর পরমাণু দ্বারা গঠিত হয় তাদের সংকেত $C_{48}M$, যেগুলোতে পর পর চারটি স্তরের পর পঞ্চম স্তরটি ধাতু পরমাণু দ্বারা গঠিত হয়, তাদের সংকেত $C_{96}M$ এবং যেগুলোতে পর পর পাঁচটি গ্রাফাইট স্তরের পর ষষ্ঠ স্তরটি ধাতুর পরমাণু দ্বারা গঠিত হয় তাদের সংকেত $C_{192}M$ হয়। ৫.৪ চিত্রে $C_{96}M$ সংকেতবিশিষ্ট যৌগে গ্রাফাইট এবং ধাতু স্তরগুলোর অনুক্রম দেখানো হয়েছে।



চিত্র ৫.৪ : $C_{96}M$ যৌগে গ্রাফাইট এবং ধাতুস্তরগুলোর অনুক্রম : মেটা কালেরমা গ্রাফাইটের স্তর এবং ভগ্নবর্ণ ধাতুর স্তর নির্দেশক।

C_8K যৌগটির গঠন পরীক্ষা দ্বারা নির্ণয় করা হয়েছে। গ্রাফাইট সীটগুলো সমতল থাকে, কিন্তু সীটগুলোর মাঝখানে ধাতু পরমাণু উপস্থিত থাকায় সীটগুলোর দূরত্ব বেড়ে যায়। একটি সীটের কার্বন পরমাণুগুলো তার নিচে অবস্থিত সীটের কার্বন পরমাণুগুলোর ঠিক উপরে অবস্থিত হয়। C_8K এর বিন্দুৎ পরিবাহিতা গ্রাফাইটের বিন্দুৎ পরিবাহিতা থেকে অনেক বেশি। গ্রাফাইট ভায়াম্যাগনেটিক প্রকৃতিবিশিষ্ট, কিন্তু C_8K প্যারাম্যাগনেটিক প্রকৃতিবিশিষ্ট। এতে মনে হয় পটাশিয়াম ধাতু থেকে একটি ইলেকট্রন গ্রাফাইট সীটে স্থানান্তরিত হয় ($K \longrightarrow K^+ + e^-$)। গ্রাফাইট সীটের n ইলেকট্রন সিস্টেমে এখন ইলেকট্রনের সংখ্যা আগের চেয়ে বেশি হয়, সেজন্য C_8K এর বিন্দুৎ পরিবহন ক্ষমতা বেড়ে যায়।

ক্ষার ধাতুর গ্রাফাইট যৌগগুলো খুবই সক্রিয়। এরা বাতাসে জ্বলে উঠে এবং পানির সংস্পর্শে বিস্ফোরণ ঘটায়।

দ্বিতীয় শ্রেণীর বিদ্যুৎ পরিবাহী গ্রাফাইট যৌগের অন্যান্য উদাহরণ হলো গ্রাফাইটের সাথে Cl_2 , Br_2 এবং বিভিন্ন ধাতুর হ্যালাইড, অক্সাইড ও সালফাইড (উদাহরণ : $FeCl_3$, UCl_4 , FeS_2 , MoO_3 ইত্যাদি) এর যৌগসমূহ। এদের অনেকগুলোতে গ্রাফাইট সীটগুলো ধনাত্মক চার্জ এবং গ্রাফাইট সীটগুলোর মাঝখানে থেকে থাকা পদার্থগুলো ঋণাত্মক চার্জ গ্রহণ করে। গ্রাফাইট সীট থেকে অতিশীঘ্র অণুগুলোতে ইলেকট্রন স্থানান্তরিত হলে এরূপ ঘটে। এক্ষেত্রে গ্রাফাইট সীটে ধনাত্মক গর্ত (positive hole) সৃষ্টি হয় যা বিদ্যুৎ পরিবহণে অংশগ্রহণ করে।

অনেকগুলো গ্রাফাইট যৌগের প্রভাবক হিসেবে কাজ করার ক্ষমতা রয়েছে, এজন্য এগুলো শিক্ষাক্ষেত্রে বিভিন্ন রাসায়নিক বিক্রিয়া ঘটানোর জন্য ব্যবহৃত হয়। উদাহরণস্বরূপ, হাইড্রোজিনেশন বিক্রিয়ায় C_8K একটি প্রভাবক হিসেবে ব্যবহৃত হয়।

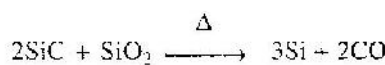
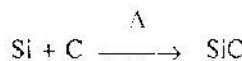
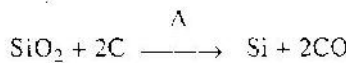
সিলিকন (Silicon)

উৎস এবং প্রাচুর্য (Occurrence and abundance)

ভূ-ত্বকে প্রাচুর্যের দিক থেকে সকল মৌলের মধ্যে সিলিকনের অবস্থান তৃতীয়। ওজন হিসেবে ভূ-ত্বক গঠনের আনুমানিক ২৭% উপাদান হলো সিলিকন। ভূ-ত্বক প্রধানত কাদা এবং বিভিন্ন প্রকার সিলিকেট খনিজ দিয়ে গঠিত। এসব খনিজে $Si - O - Si$ বহুনের মাধ্যমে দীর্ঘ শিকল, সমতল সীট এবং ত্রিমাত্রিক কাঠামো গঠন করে সিলিকেট পদার্থ উপস্থিত থাকে। অক্সিজেনের প্রতি প্রবল আকর্ষণের কারণে প্রকৃতিতে সিলিকনকে কখনো মুক্ত অবস্থায় পাওয়া যায় না। বালু, কোয়াট্‌স, ফিল্ড ইত্যাদি বিভিন্ন রূপে অক্সাইড যৌগ সিলিকন (SiO_2) এবং কঠিন শিলা ও কাদায় বিভিন্ন সিলিকেট যৌগ হিসেবে সিলিকন পাওয়া যায়। সিলিকা এবং সিলিকেট যৌগগুলো ওজন হিসেবে ভূ-ত্বকের প্রায় ৪৬%।

নিষ্কাশন (Extraction)

ঐচ্ছিক চুল্লিতে সিলিকা এবং কোক মিশ্রণকে উচ্চ তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করে বায়ুজীবাণুহীন সিলিকন উৎপাদন করা হয়। মিশ্রণে সিলিকার পরিমাণ অধিক রাখা হয়। ফলে কোনো সিলিকন কার্বাইড জমা হতে পারে না। এভাবে প্রাপ্ত সিলিকন ৭৬ - ৭৭% বিশুদ্ধ হয়।



'সেমিকন্ডাক্টর' (semiconductor) হিসেবে ব্যবহারের জন্য অতিবিশুদ্ধ (superpure) সিলিকনের প্রয়োজন হয়। এরূপ সিলিকনে ভেজালের পরিমাণ 10^{-৭}% এর নিচে থাকে। এটি প্রস্তুতের জন্য নিচের ধাপগুলো অনুসরণ করা হয়।

(১) সাধারণভাবে বিশুদ্ধ সিলিকনকে সরাসরি ক্লোরিনের সাথে বিক্রিয়া করে SiCl₄-এ পরিণত করা হয়। অংশিক পাণ্ডন পদ্ধতিতে একে বিশুদ্ধ করা হয়।



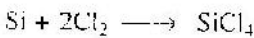
(২) বিশুদ্ধ SiCl₄-কে বিশুদ্ধ H₂, Na, Mg অথবা Zn দ্বারা বিজারিত করে রাসায়নিকভাবে বিশুদ্ধ সিলিকনে পরিণত করা হয়।



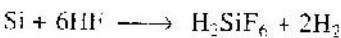
(৩) রাসায়নিকভাবে বিশুদ্ধ সিলিকনকে অতিবিশুদ্ধ সিলিকনে পরিণত করার জন্য "জোন বিশুদ্ধকরণ" পদ্ধতি প্রয়োগ করা হয়। এ পদ্ধতিতে রাসায়নিকভাবে বিশুদ্ধ সিলিকনের একটি দণ্ডের এক প্রান্ত উত্তপ্ত করে তার উপরিভাগকে বিগলিত করা হয়। যেহেতু ভেজাল পদার্থসমূহ কঠিন সিলিকন অপেক্ষা তাপ বিগলিত সিলিকনে বেশি দ্রবণীয় সেজন্য এরা বিগলিত সিলিকনে বেশি করে ঘনীভূত হয়। অতঃপর তাপের উৎসকে দণ্ড বরাবর ধীরে ধীরে অপর প্রান্তে সরিয়ে নেয়া হয়। এতে ভেজালসহ বিগলিত সিলিকনও অপর প্রান্তে চলে আসে। দণ্ড বরাবর বিগলিত অংশ চলার সময় দণ্ডে অবস্থিত ভেজালসমূহ বিগলিত সিলিকনে দ্রবীভূত হয়। পদ্ধতিটি কয়েকবার পুনরাবৃত্তি করলে সমস্ত ভেজাল পদার্থ সিলিকন দণ্ডটির এক প্রান্তে বিগলিত সিলিকনে জমা হয়। সবশেষে এ বিগলিত অংশটি মূল দণ্ড থেকে কেটে বাদ দেয়া হয়। এভাবে অতিবিশুদ্ধ সিলিকন পাওয়া যায়।

সিলিকনের ধর্ম (Properties of silicon)

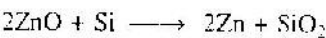
সিলিকন কেলাসের গঠন ডায়মন্ড কেলাসের গঠনের অনুরূপ। সিলিকন-সিলিকন দ্বি-বন্ধন গঠিত হতে পারে না বলে সিলিকন গ্রুফাইটের অনুরূপ কোনো কেলাস গঠন করে না। এর গলনাঙ্ক 1410°C। কেলাসিত সিলিকন রাসায়নিকভাবে তেমন সক্রিয় নয়। শুষ্ক চূর্ণ সিলিকন হ্যালোজেন এবং ফ্লোরের সাথে বিক্রিয়া করে:



হাইড্রোফ্লোরিক এসিড সিলিকনের সাথে হেক্সাফ্লোরোসিলিসিক এসিড উৎপন্ন করে। অন্য কোনো এসিড সিলিকনের সাথে বিক্রিয়া করে না।



কঠিন সিলিকন রাসায়নিকভাবে মোটামুটি নিষ্ক্রিয় হলেও তাপ বিগলিত অবস্থায় এটি যথেষ্ট সক্রিয়। তাপ বিগলিত সিলিকন অধিকাংশ ধাতুর সাথে মিলিত হয়ে ধাতু সিলিসাইড গঠন করে এবং ধাতু অক্সাইডগুলোকে বিজারিত করে।



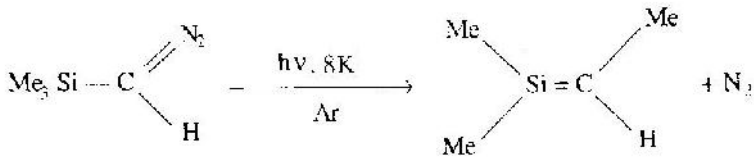
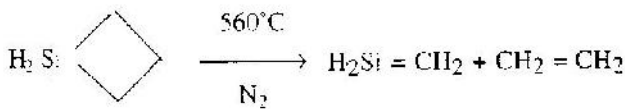
সিলিকনের ব্যবহার (Uses of silicon)

সিলিকনের প্রধান ব্যবহারগুলো নিচে উল্লেখ করা হয়েছে :

- (১) এসিডের অংশগ্রহণ প্রতিরোধী স্টীল প্রস্তুতের জন্য সিলিকন ব্যবহার করা হয়
- (২) তীব্র বিজারক পদার্থ ফেরোসিলিকন প্রস্তুতের জন্য সিলিকন ব্যবহার করা হয়
- (৩) ট্রানজিস্টর এবং মাইক্রোচিপস্-এ সেমিকন্ডাক্টর হিসেবে অতিবিশুদ্ধ সিলিকন ব্যবহার করা হয়

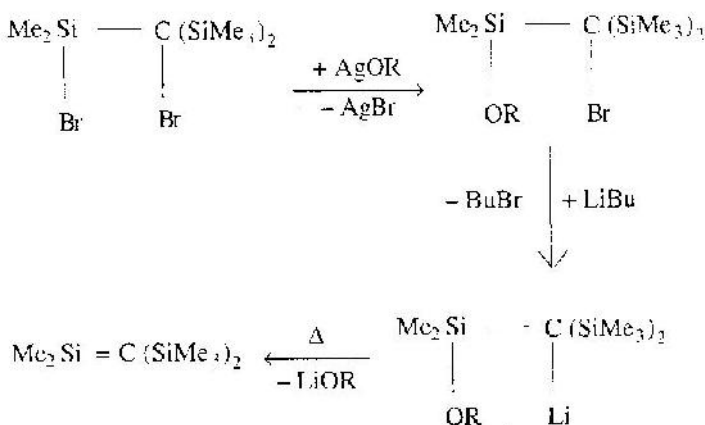
সিলিকনের দ্বি-বন্ধন গঠন (Formation of double bond by silicon)

পূর্বে মনে করা হতো যে, সিলিকন কার্বনের মতো সুস্থিত $p_{\pi} - p_{\pi}$ দ্বি-বন্ধন গঠন করতে পারে না। কিন্তু ১৯৬০-১৯৬০ সালের মধ্যবর্তী সময়ে $Si = C$ $p_{\pi} - p_{\pi}$ বন্ধনযুক্ত কতিপয় যৌগ প্রস্তুত করা সম্ভব হয়েছে। উদাহরণ :



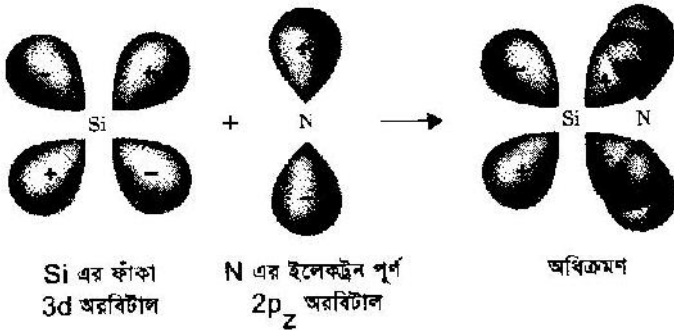
(টাইমিথাইলসিলাইল)-
ডায়জোমিথেন

1, 1, 2-ট্রাইমথাইল সিলাইলিন



কার্বন এবং সিলিকনের অনেক যৌগে রাসায়নিক সংযুক্তিপত সাদৃশ্য থাকলেও উদাহরণ : CO_2 এবং SiO_2 : $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$ এবং $(\text{CH}_3)_2\text{SiO}$ এদের গঠনিক কাঠামো এবং রাসায়নিক ধর্ম কোনো মিল নেই। যেমন কার্বন ডাই-অক্সাইডের গঠনিক কাঠামো $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ এবং এটি একটি গ্যাসীয় পদার্থ, কিন্তু SiO_2 একটি উচ্চ গলনাংক বিশিষ্ট কঠিন পদার্থ যা কোনো সরল অণু গঠন করে না। SiO_2 প্রকৃতপক্ষে একটি উচ্চ পলিমার অণু যার মধ্যে প্রতিটি Si পরমাণু চারটি অক্সিজেন পরমাণুর সাথে চতুস্তলকীয়ভাবে একক বন্ধন দ্বারা যুক্ত থাকে এবং প্রতিটি অক্সিজেন পরমাণু দুটি Si পরমাণুর সাথে একক বন্ধন দ্বারা যুক্ত থাকে। অনুকূপভাবে $(\text{CH}_3)_2\text{SiO}$ এর গঠন এবং ধর্মও $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$ এর গঠন ও ধর্ম থেকে সম্পূর্ণ পৃথক। $(\text{CH}_3)_2\text{SiO}$ যৌগে Si এবং O পরমাণু একক বন্ধন দ্বারা যুক্ত এবং এটি একটি উচ্চ পলিমার, কিন্তু $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$ যৌগে C এবং O একটি দ্বি-বন্ধনের মাধ্যমে যুক্ত হয়ে একটি সরল অণু গঠন করে।

দ্বি-বন্ধন গঠনের জন্য কার্বনের ক্ষেত্রে $p_x - p_x$ অধিক্রমণ ঘটে কিন্তু সিলিকনের দ্বি-বন্ধন গঠনের জন্য অধিকাংশ ক্ষেত্রে $d_x - p_x$ অধিক্রমণ ঘটে, বিশেষত এ দ্বি-বন্ধন যখন O এবং N এর সাথে গঠিত হয়। সিলিকনের একটি ফাঁকা d অববিটাল O বা N এর একটি ইলেকট্রনপূর্ণ p অববিটালের সাথে অধিক্রমণ করে π বন্ধন গঠন করে (চিত্র ৫.৫)।



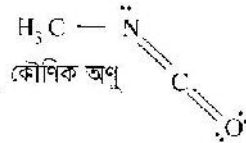
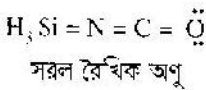
চিত্র ৫.৫ : Si এবং N এর মধ্যে $d_x - p_x$ বন্ধন গঠন।

নিচে উল্লেখিত কাঠামোগত এবং রাসায়নিক পার্থক্যগুলো $d_x - p_x$ বন্ধনের সাহায্যে ব্যাখ্যা করা যায়।

(১) $(\text{H}_3\text{Si})_3\text{N}$ একটি সমতল অণু এবং দু'দল ক্ষার কিন্তু $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ একটি পিরমিড আকৃতির অণু এবং মেটাযুগ্মি সবল ক্ষার। $(\text{H}_3\text{Si})_3\text{N}$ যৌগে N এর sp^3 হাইব্রিডাইজেশন ঘটে এবং একটি ইলেকট্রনপূর্ণ $2p_z$ অববিটাল হাইব্রিড অববিটালগুলোর সমতলের সাথে লম্ব অবস্থানে থেকে যায়। এটি Si এর একটি ফাঁকা d অববিটালের সাথে অধিক্রমণ করে একটি $d_x - p_x$ বন্ধন গঠন করে। এই $d_x - p_x$ বন্ধনটি ডিলোকালাইজেশনের মাধ্যমে তিনটি Si এর সাথে সমান পরিমাণে গঠিত হয়, ফলে সবগুলো Si - N বন্ধনের অংশিক দ্বি-বন্ধন প্রকৃতি থাকে। sp^3 হাইব্রিডাইজেশনের মাধ্যমে $(\text{H}_3\text{Si})_3\text{N}$ অণু গঠিত হয় বলে এটি একটি সমতল অণু। N এর নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়া Si = N দ্বি-বন্ধন গঠনে ব্যবহৃত হয় বলে যৌগটির ক্ষার হিসেবে কাজ করার ক্ষমতা নষ্ট হয়। অন্যদিকে কার্বনের কোনো d অববিটাল না থাকায় $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ যৌগে N এর C এর সাথে দ্বি-বন্ধন গঠনের সুযোগ থাকে না। এক্ষেত্রে N এর sp^3 হাইব্রিডাইজেশন ঘটে।

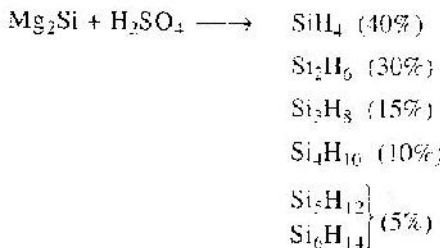
ফলে অণুটির আকৃতি পিরামিডের মতো হয়। N এর নিম্নসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়া N পরমাণুতেই থেকে যায় বলে $(CH_3)_3N$ একটি সবল ঘ্রাণ হিসেবে কাজ করতে পারে।

(২) গ্যাসীয় অবস্থায় H_3SiNCO একটি সরল বৈখিক অণু (H পরমাণুগুলো বাদে)। নাইট্রোজেন এবং সিলিকনের মধ্যে $d_{sp}-p_{sp}$ বন্ধন গঠনের মাধ্যমে এটি ব্যাধিত করা যায় ($H_3Si = N = C = O$)। N এর sp হাইব্রিডাইজেশন ঘটে। N তার ইলেকট্রন-পূর্ণ একটি অরবিটাল দিয়ে Si এর একটি ফাঁকা d অরবিটালের সাথে একটি $d_{sp}-p_{sp}$ বন্ধন গঠন করে; N এর আর একটি p অরবিটাল C এর একটি p অরবিটালের সাথে পাশাপাশি অধিক্রম ঘটিয়ে কার্বনের সাথে একটি $d_{sp}-p_{sp}$ বন্ধন গঠন করে। ফলে $H_3Si = N = C = O$ অণুটি সরলবৈখিক হয়। কার্বন পরমাণুর যোজনী স্তরে কোনো d অরবিটাল না থাকায় অনুরূপ যৌগ H_3CNCO সরলবৈখিক হয় না।

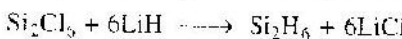
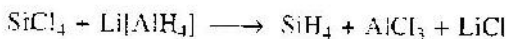


সিলিকনের হাইড্রাইডসমূহ (Hydrides of silicon)

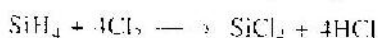
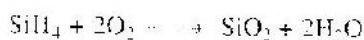
সিলিকন কতিপয় সম্পৃক্ত হাইড্রাইড যৌগ গঠন করে। এদের সাধারণ সংকেত Si_nH_{2n+2} ($n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$ এবং 8), এরা সিলেন (silanes) নামে পরিচিত। যৌগগুলোতে সরল শিকল অথবা শাখা শিকল থাকতে পারে। সিলেনগুলোর মধ্যে কেবল মনোসিলেন SiH_4 দুরত্বপূর্ণ। ম্যাগনেসিয়াম সিলিসাইডের সাথে পাতলা সালফিউরিক এসিড অথবা ফসফোরিক এসিডের বিক্রিয়া করে বিভিন্ন প্রকার সিলেনের একটি মিশ্রণ প্রস্তুত করা যায়। যৌগগুলো বর্ণহীন গ্যাস অথবা উরীয় তরল পদার্থ। এরা অত্যন্ত সক্রিয় এবং বাতাসের সংস্পর্শে জলে উঠে SiH_4 বাদে অন্যগুলো তাপীয়ভাবে সুস্থিত নয়।



মনোসিলেন প্রস্তুতের একটি সুবিধাজনক পদ্ধতি হলো নিম্ন তাপমাত্রায় ইথার দ্রবণে $SiCl_4$ -কে $Li[AlH_4]$, LiH অথবা NaH দ্বারা বিজারণ করা। এ পদ্ধতিতে মিশ্রণের পরিবর্তে কেবল একটি সিলেন যৌগ পাওয়া যায়।

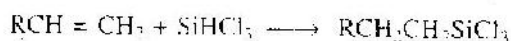


সিলিসমূহ তীব্র বিজারক পদার্থ। এরা বাতাসের সংস্পর্শে অণু হারায় এবং Cl_2 এর সংস্পর্শে বিস্ফোরণ ঘটায়। বিশুদ্ধ সিলিন যৌগ পাতলা গ্রাউন্ড অথবা বিশুদ্ধ পানির সাথে বিক্রিয়া করে না, কিন্তু সামান্যতম দ্রাঘের উপস্থিতিতেই পানির সাথে দ্রুত বিক্রিয়া করে।



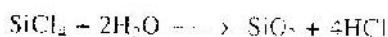
উল্লেখ করা প্রয়োজন যে, আলকেনসমূহ পানির সাথে বিক্রিয়া করে না। সিলেনসমূহের সক্রিয়তার কারণ হলো পানির অণু সহজেই Si এর কাঁকা d অরবিটালের সাথে সংযুক্ত হয়ে বিক্রিয়া ঘটানোর সুযোগ পায়। কার্বন পরমাণুর যেকোনো t অরবিটাল না থাকায় আলকেনসমূহ পানির সাথে এভাবে বিক্রিয়া করার সুযোগ পায় না।

Si - H বন্ধনযুক্ত যৌগসমূহের সবচেয়ে গুরুত্বপূর্ণ বিক্রিয়া হলো আলকিনের সাথে হাইড্রোসিলেশন বিক্রিয়া।

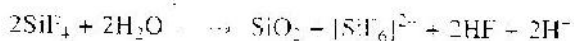


সিলিকনের হ্যালাইডসমূহ (Halides of silicon)

সিলিকন SiX_4 সাধারণ সংকেতবিশিষ্ট হ্যালাইড যৌগ গঠন করে (X = F, Cl, Br, I)। ক্লোরিনের সাথে $SiCl_4$, Si_2Cl_6 , Si_3Cl_8 , Si_4Cl_{10} , Si_5Cl_{12} এবং Si_6Cl_{14} যৌগগুলো গঠিত হয়। SiF_4 বাদে অন্য সব হ্যালাইড যৌগ পানি দ্বারা সম্পূর্ণরূপে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়।



SiF_4 পানি দ্বারা আংশিকভাবে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়।



সিলিকন হ্যালাইডের আর্দ্র বিশ্লেষণ বিক্রিয়া Si এর একটি কাঁকা d অরবিটালের সাথে পানির অণুর অক্সিজেন পরমাণুতে অর্ধস্থিত এক ভোক্তা নিসঙ্গ ইলেকট্রন দ্বারা একটি সন্ধিবেশ বন্ধন গঠনের মাধ্যমে অগ্রসর হয়। কার্বন পরমাণুত কোনো t অরবিটাল না থাকায় কার্বনের হ্যালাইড যৌগ পানি দ্বারা আর্দ্র বিশ্লেষিত হয় না।

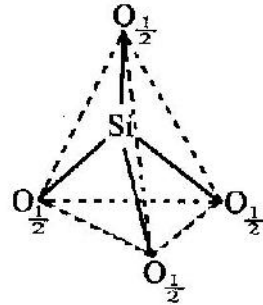
সিলিকন ডাইঅক্সাইড (সিলিকা), SiO_2 (Silicon dioxide (Silica), SiO_2)

বিশুদ্ধ SiO_2 -কে দুটি ক্রিস্টালিন রূপে পাওয়া যায় : কোয়ার্টজ এবং ক্রিস্টোব্যালাইট। উভয় ক্রিস্টাল Si পরমাণু চারটি O পরমাণুর সাথে Si - O একক বন্ধনের মাধ্যমে চতুস্তলকীয়ভাবে যুক্ত এবং সিলিকা CO_2 এর মতো কোনো সরল অণু গঠন করে না।



ক্রিস্টোব্যলাইটের গঠন ডায়মন্ডের গঠন থেকে ধারণ করা যায় ডায়মন্ড কেলাসের কার্বন পরমাণুগুলোকে Si পরমাণু দ্বারা প্রতিস্থাপন করে এবং প্রতি জোড়া Si পরমাণুর মাঝখানে একটি

O পরমাণু বসিয়ে ক্রিস্টোব্যলাইটের কঠিন পাওয়া যায়। কোয়ার্টজ এর পেঁচালো কাঠামো (spiral structure) থাকে। একপ কাঠামোর কারণে এর আলোকিক সমাপু (optical isomers) থাকে। যেহেতু সিলিকার উভয় ধরনের কেলাসে ত্রিমাত্রিক পরিসরে সমযোজী বন্ধন বিস্তৃত থাকে সেজন্য এরা অতিকায় অণু গঠন করে এবং এরা উচ্চ গলনাংকবিশিষ্ট কঠিন পদার্থ হয়। এদের স্থূল সংকেত SiO_2 হয় কারণ প্রতিটি O পরমাণুকে দুটি Si পরমাণু সমানভাবে শেয়ার করে (চিত্র ৫.৬)।

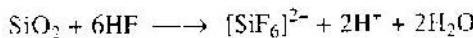


চিত্র ৫.৬ : সিলিকন টাইট্রাইডে প্রতিটি Si পরমাণু চারটি অক্সিজেন পরমাণু দ্বারা চতুস্তলকীয়ভাবে পরিবেষ্টিত থাকে। O পরমাণুগুলো দুটি Si পরমাণু দ্বারা সমানভাবে শেয়ারকৃত থাকে বলে এদেরকে একটি সিলিকনের ভাগে অর্ধেক পরমাণু হিসেবে দেখানো হয়েছে।

তাপ বিগলিত সিলিকাকে ধীরে ধীরে শীতল করলে অথবা সিলিকার যে কোনো কেলাসকে উত্তপ্ত করে নরম করলে একটি কাচসদৃশ পদার্থ পাওয়া যায়। প্রকৃত অর্থেই এটি একটি কাচ, কারণ এ অবস্থায় SiO_2 চতুস্তলকগুলো দীর্ঘ শিকল, সীট এবং ত্রিমাত্রিক কাঠামো গঠন করে এলোমেলোভাবে সর্বত্র ছড়ানো থাকে, পদার্থটির কোনো সুশৃঙ্খল বিন্যাস থাকে না।

সিলিকা মোটামুটিভাবে নিষ্ক্রিয় পদার্থ। সাধারণ তাপমাত্রায় এমনকি কিছুটা উচ্চ তাপমাত্রাতেও এটি H_2 , Cl_2 , এসিড এবং অধিকারশ ধাতু দ্বারা আক্রান্ত হয় না; কিন্তু ইহা F_2 , HF এর জলীয় দ্রবণ, ক্ষার দ্রবণ এবং তাপ বিগলিত কার্বোনেট লবণের সাথে বিক্রিয়া করে।

জলীয় HF দ্রবণ SiO_2 এর সাথে বিক্রিয়া করে ফ্লোরোসিলিকেট আয়ন সৃষ্টি করে :



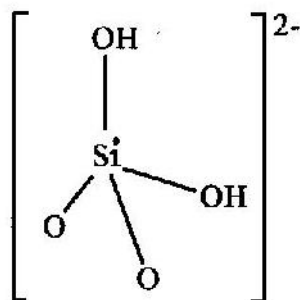
সোডিয়াম কার্বোনেট এবং সিলিকার মিশ্রণকে উত্তপ্ত করে বিগলিত করলে সোডিয়াম সিলিকেট গঠিত হয়। এটি পানিতে দ্রবণীয়; একে একাটি সিরাপি দ্রবণ হিসেবে বিভিন্ন কাজে ব্যবহার করা হয়।



সিলিকেটসমূহ (Silicates)

ক্ষার ধাতুর কার্বোনেট লবণকে সিলিকার সাথে উত্তপ্ত করে ($\sim 1300^\circ\text{C}$) বিগলিত করলে CO_2 বের হয় এবং ক্ষার ধাতুর বিভিন্ন সিলিকেট যৌগের একটি মিশ্রণ পাওয়া যায়। মিশ্রণে ক্ষার ধাতুর কার্বোনেট লবণ অধিক পরিমাণে ব্যবহার করলে উৎপন্ন সিলিকেট যৌগগুলো পানিতে দ্রবণীয় হয়, কিন্তু ক্ষারের পরিমাণ কম হলে প্রাপ্ত সিলিকেট যৌগগুলো মোটামুটিভাবে অন্রবণীয় হয়। সম্ভবত দ্বিতীয় ক্ষেত্রে বৃহৎ আকরের পলিমার অ্যানায়ন গঠিত হয়। সোডিয়াম সিলিকেটের জলীয় দ্রবণে

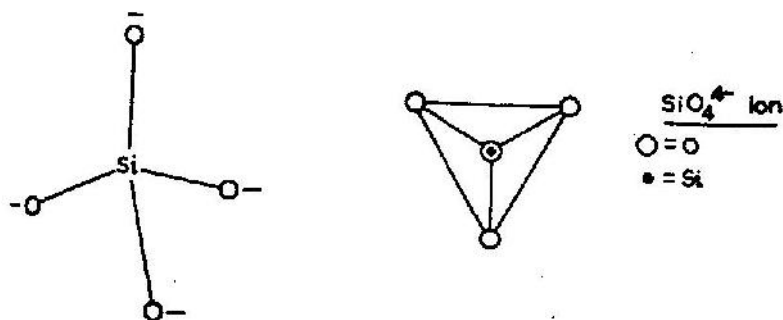
$[\text{SiO}_2(\text{OH})_2]^{2-}$ অ্যানায়ন উপস্থিত থাকে, দ্রবণের pH এবং ঘনমাত্রার উপর নির্ভর করে টেক্ট্রমার এবং পলিমার অ্যানায়নও থাকতে পারে।



$[\text{SiO}_2(\text{OH})_2]^{2-}$ আয়ন

সকল সিলিকেট যৌগের গাঠনিক একক হলো SiO_2 চতুস্তলক। চতুস্তলকগুলো মুক্ত এক হিসেবে অবস্থান করতে পারে অথবা O পরমাণু শেয়ার করে ক্ষুদ্র গ্রুপ, চক্র, লাম্বা শিকল অথবা বিস্তৃত সীট গঠন করেও থাকতে পারে।

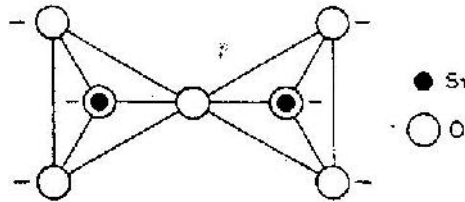
সরল অর্থোসিলিকেট (Simple orthosilicates) : অর্থোসিলিকেটগুলোতে সরল $[\text{SiO}_4]^{4-}$ অ্যানায়ন উপস্থিত থাকে। কয়েকটি উদাহরণ হলো বেরিলিয়াম অর্থোসিলিকেট, $(\text{Be}^{2+})_2[\text{SiO}_4]^{4-}$; ম্যাগনেসিয়াম অর্থোসিলিকেট, $(\text{Mg}^{2+})_2[\text{SiO}_4]^{4-}$; এবং জারকোনিয়াম অর্থোসিলিকেট, $\text{Zr}^{4+}[\text{SiO}_4]^{4-}$ । এ যৌগগুলোতে সরল $[\text{SiO}_4]^{4-}$ আয়নগুলো ধাতব আয়ন দ্বারা যুক্ত থাকে। ৫.৭ চিত্রে $[\text{SiO}_4]^{4-}$ এর গঠন দেখানো হয়েছে:



চিত্র ৫.৭ : $[\text{SiO}_4]^{4-}$ অ্যানায়ন

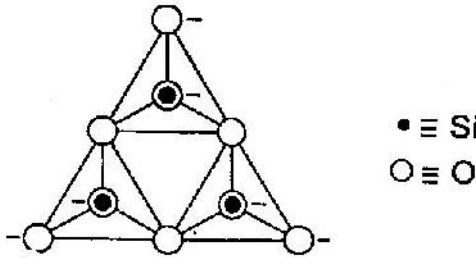
পাইরোসিলিকেট (Pyrosilicates) : পাইরোসিলিকেটসমূহে দুটি SiO_4 চতুস্তলক একটি হিল্লোজন পরমাণু শেয়ার করে $[\text{Si}_2\text{O}_7]^{6-}$ অ্যানায়ন গঠন করে। উদাহরণ : খেটভাইটাইট,

$(Se^{3-})_2 [Si_2O_7]^{6-}$ এবং হেমিমরফাইট, $(Zn^{2+})_4 (OH^-)_2 [Si_2O_7]^{6-}$ । ৫.৮ চিত্রে $[Si_2O_7]^{6-}$ অ্যানায়নের গঠন দেখানো হয়েছে।

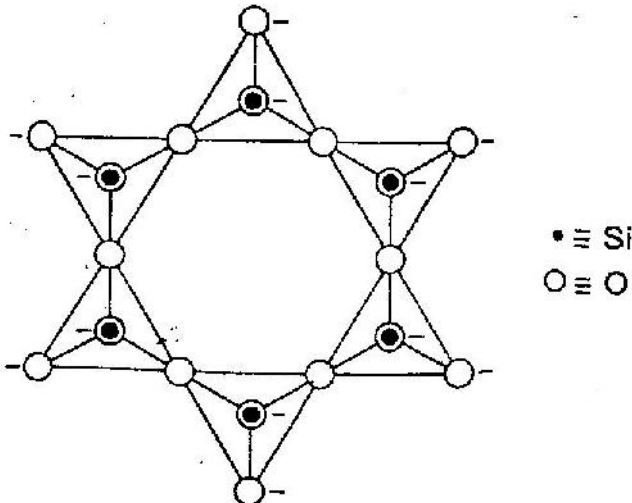


চিত্র ৫.৮ : $[Si_2O_7]^{6-}$ অ্যানায়ন।

চাক্রিক সিলিকেট (Cyclic silicates) : চাক্রিক সিলিকেট অ্যানায়নগুলোতে প্রতিটি SiO_4 চতুস্তলক দুটি করে O পরমাণু শেয়ার করে। তিনটি SiO_4 চতুস্তলক দ্বারা গঠিত চাক্রিক অ্যানায়ন হলো $[Si_3O_9]^{6-}$ (চিত্র ৫.৯) ; চারটি SiO_4 চতুস্তলক দ্বারা গঠিত অ্যানায়নের সংকেত $[Si_4O_{12}]^{12-}$ (চিত্র ৫.১০)। যে কোনো চাক্রিক সিলিকেট অ্যানায়নের সাধারণ সংকেত



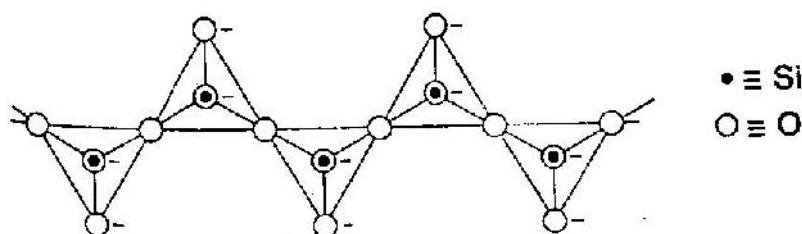
চিত্র ৫.৯ : $[Si_3O_9]^{6-}$ অ্যানায়ন।



চিত্র ৫.১০ : $[Si_4O_{12}]^{12-}$ অ্যানায়ন।

হলো $[\text{Si}_n\text{O}_{3n}]^{2n-}$ বেনিটোইট, $(\text{Ba}^{2+}) (\text{Ti}^{4+}) [\text{Si}_3\text{O}_9]^{6-}$, খনিজে $[\text{Si}_3\text{O}_9]^{6-}$ অ্যানায়ন এবং বেরিল, $(\text{Be}^{2+})_3 (\text{Al}^{3+})_3 [\text{Si}_6\text{O}_{18}]^{12-}$, খনিজে $[\text{Si}_6\text{O}_{18}]^{12-}$ অ্যানায়ন উপস্থিত থাকে।

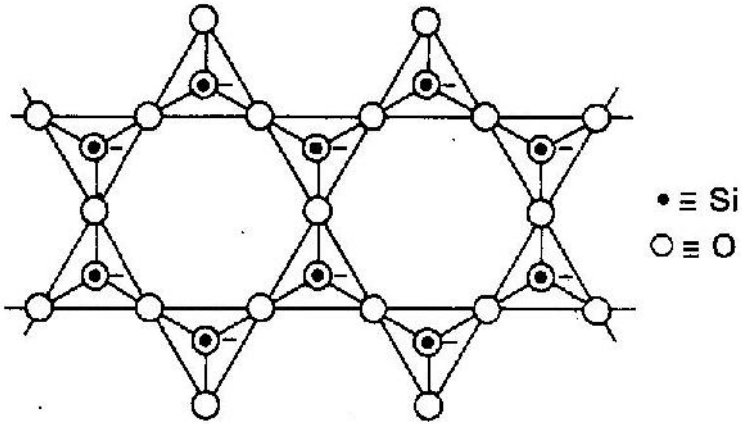
দীর্ঘ শিকল সিলিকেট (Long chain silicates) : এরূপ সিলিকেট অ্যানায়ন দুই ধরনের হয় : পাইরোজিন এবং অ্যামফিবোল। পাইরোজিন শিকলে অসংখ্য SiO_4 চতুস্তলক দুটি করে অক্সিজেন পরমাণু শেয়ার করে একটি অতি দীর্ঘ সরল শিকল গঠন করে যার সংকেত $[\text{SiO}_3^{2-}]_n$ (চিত্র ৫.১১)। কয়েকটি পাইরোজিন খনিজের উদাহরণ হলো এনস্টেটাইট, $[(\text{Mg}^{2+}) (\text{SiO}_3^{2-})]_n$; ডায়োপসাইড, $[(\text{Ca}^{2+}) (\text{Mg}^{2+}) (\text{SiO}_3^{2-})_2]$ এবং স্পেডুমিন, $[(\text{Li}^+) (\text{Al}^{3-}) (\text{SiO}_3^{2-})_2]$ ।



চিত্র ৫.১১ : পাইরোজিন অ্যানায়ন $[\text{SiO}_3^{2-}]_n$ ।

পাইরোজিন খনিজগুলোতে $[\text{SiO}_3^{2-}]_n$ শিকলগুলো সমান্তরালভাবে অবস্থিত থাকে এবং শিকলগুলোর মাঝখানে ধাতু অয়নগুলো অবস্থিত থেকে শিকলগুলোকে স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণ বল দ্বারা একসাথে রাখে। বল প্রয়োগ করে শিকলগুলোকে সহজেই পৃথক করা যায়। কিন্তু সহজে ছেঁড় যায় না। পাইরোজিনসমূহের দৃষ্ট থেকে দেখা যায় এরূপ খনিজ গঠনের জন্য ধাতু অয়নটির চার্জ বা প্রকৃতি কোনো গুরুত্বপূর্ণ বিষয় নয়, অ্যানায়নের চার্জ প্রশমিত করার জন্য যে কোনো এক বা একাধিক ধাতু অয়ন ব্যবহৃত হতে পারে।

অ্যামফিবোলসমূহে অক্সিজেন পরমাণু শেয়ার করে দুটি সরল শিকল মিলিত হয়ে একটি দ্বৈত শিকল গঠন করে। দ্বৈত শিকল বিভিন্ন উপায়ে গঠিত হতে পারে এবং শিকল গঠনের প্রকৃতির উপর নির্ভর করে অ্যানায়নগুলোর $[\text{Si}_2\text{O}_5^{2-}]_n$, $[\text{Si}_4\text{O}_{11}]^{6-}]_n$ এবং আরো কয়েক প্রকার সংকেত থাকতে পারে। ৫.১২ চিত্রে অ্যাসবেস্টাস বলে পরিচিত এক প্রকার অ্যামফিবোলের অ্যানায়নের গঠন দেখানো হয়েছে যার সংকেত $[\text{Si}_4\text{O}_{11}]^{6-}]_n$ । এরূপ গঠনে কিছু SiO_4 চতুস্তলক দুটি অক্সিজেন পরমাণু শেয়ার করে এবং অন্য কতকগুলো SiO_4 চতুস্তলক তিনটি অক্সিজেন পরমাণু শেয়ার করে। দুটি অ্যামফিবোলের উদাহরণ হলো $(\text{Ca}^{2+})_2 (\text{Mg}^{2+})_5 [\text{Si}_4\text{O}_{11}]^{6-}]_2 (\text{OH}^-)_2$ (ট্রিমোলাইট) এবং $(\text{Na}^+)_2 (\text{Fe}^{2+})_2 (\text{Fe}^{3+})_2 [\text{Si}_4\text{O}_{11}]^{6-}]_2 (\text{OH}^-)$ (ক্রোসিডোলাইট)।



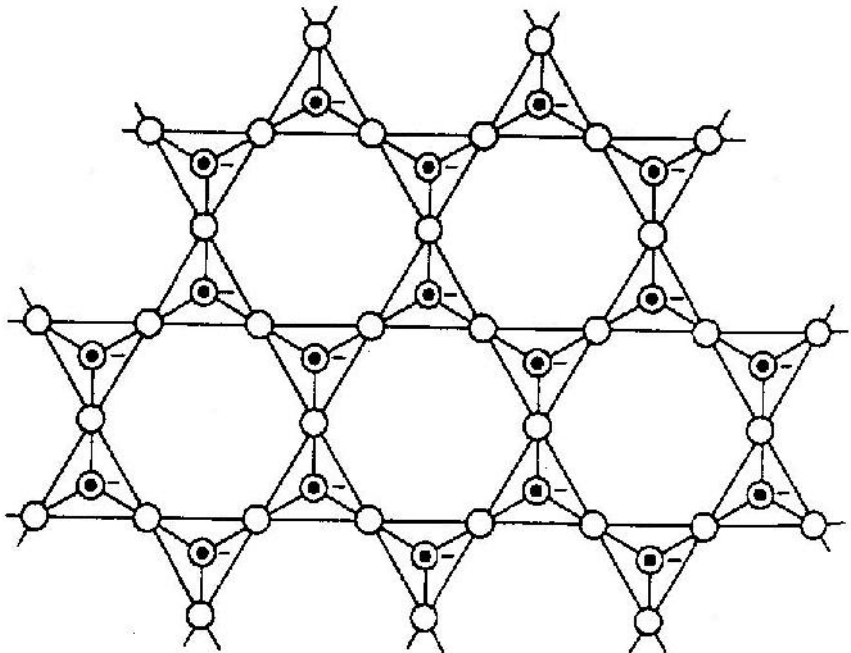
চিত্র ৫.১২ : অ্যামর্ফিবোল অ্যাসেসেসটাস-এর অ্যানায়ন $(\text{Si}_2\text{O}_7)^{2-}$ ।

সাধারণত সকল অ্যামর্ফিবোলেই ধাতু আয়নের সাথে কিছু হাইড্রক্সাইড আয়ন যুক্ত থাকে। পাইরোক্সিনের মতো অ্যামর্ফিবোলগুলোতেও অ্যানায়ন শিকলগুলো পাশাপাশি সমান্তরালভাবে অবস্থিত থাকে এবং এদের মাঝখানে ধাতব আয়ন উপস্থিত থেকে শিকলগুলোকে একসাথে রাখে। পাইরোক্সিনের মতো অ্যামর্ফিবোল শিকলগুলোকেও বল প্রয়োগ করে পরস্পর থেকে আলাদা করা যায় কিন্তু সহজে ছেঁড়া যায় না।

সমতল সীট সিলিকেট (Plane sheet silicates) : অনেকগুলো সিলিকেট খনিজে সবগুলো SiO_4 চতুস্তলক তাদের তিনটি করে অক্সিজেন পরমাণু শেয়ার করে একটি বৃহৎ দ্বি-মাত্রিক সীট অ্যানায়ন গঠন করে যার সংকেত $[\text{Si}_2\text{O}_5]^{2-}_n$ (চিত্র ৫.১৩)। মিকা বলে পরিচিত সিলিকেট খনিজগুলোতে এরূপ সীট অ্যানায়ন উপস্থিত থাকে। সীটগুলো পর পর অবস্থিত থাকে এবং তাদের মাঝখানে ধাতু আয়ন উপস্থিত থেকে সীটগুলোকে বেঁধে রাখে। বল প্রয়োগ করে সীটগুলোকে সহজে আলাদা করা যায় কিন্তু ছেঁড় যায় না।

সিলিকা এবং অ্যালুমিনো সিলিকেট (Silica and aluminosilicates)

যখন SiO_2 চতুস্তলকগুলোর সবগুলো অক্সিজেন পরমাণু শেয়ার করে চতুস্তলকগুলো যুক্ত হয় তখন একটি বৃহৎ ত্রিমাত্রিক কাঠামো পাওয়া যায় যা সিলিকা, SiO_2 , এর বিভিন্ন কেলাসে দেখা যায়। যদি এই কাঠামোর কিছু সংখ্যক Si^{4+} আয়ন Al^{3+} আয়ন দ্বারা প্রতিস্থাপিত হয় তাহলে ত্রিমাত্রিক কাঠামোটি ঋণাত্মক চার্জযুক্ত হয়ে পড়ে। ফলে একটি ত্রিমাত্রিক অ্যানায়ন পাওয়া যায় একে অ্যালুমিনোসিলিকেট অ্যানায়ন বলা হয়। এ আয়নের চার্জ প্রশমন করার জন্য ত্রিমাত্রিক কাঠামোর ফাঁক স্থানগুলোতে প্রয়োজনীয় সংখ্যক ধাতু আয়ন, যেমন Na^+ , K^+ , Ca^{2+} ইত্যাদি যুক্ত পড়ে এবং একটি চার্জ নিরপেক্ষ যৌগ গঠিত হয়। এ যৌগগুলোকে অ্যালুমিনোসিলিকেট যৌগ বলা হয়। এরূপ একটি যৌগ হলো $\text{Na}^+ [\text{AlSi}_3\text{O}_6]^- \cdot \text{H}_2\text{O}$ । এটি একটি জিওল'ইট। জিওল'ইটগুলোর একটি অত্যন্ত ফাঁকা, বৃহৎ ত্রিমাত্রিক কাঠামো থাকে যা চার্জযুক্ত এবং চার্জ



• ≡ Si

○ ≡ O

চিত্র ৫.১৩ : সমতল পীচি সিলিকেট অ্যানায়ন, $[\text{Si}_2\text{O}_7]^{2-}$ ।

প্রশমনের জন্য এর মধ্যে সরল আয়ন (ধনাত্মক অথবা ঋণাত্মক) ফাঁকা স্থানগুলোতে অবস্থিত থাকে। জিওলাইটগুলো আয়ন বিনিময়কারী রেজিন হিসেবে কাজ করতে পারে। আবার এদের ছিদ্রগুলোর মধ্যে সঠিক আকারের বিভিন্ন অণু ঢুকে থাকতে পারে। এভাবে জিওলাইট 'আণবিক খাঁচা' (molecular sieves) হিসেবে কাজ করে। যে সব অণুর আকার জিওলাইটের ছিদ্রের আকার থেকে বড় তারা জিওলাইটের মধ্যে প্রবেশ করতে পারে না, আবার যে সব অণুর আকার খুব ছোট তারা ছিদ্রের ভিতরে প্রবেশ করে সহজেই ছিद्र দিয়ে আবার বের হয়ে যায়। অতএব ছিদ্রের আকার থেকে বড় এবং অনেক ছোট কোনো অণু জিওলাইট দ্বারা শোষিত হয় না, কিন্তু যেসব অণুর আকার ছিদ্রের আকারের প্রায় সমান (অর্থাৎ ছিদ্রের আকার থেকে সামান্য ছোট অথবা সমান) তারা জিওলাইটের মধ্যে প্রবেশ করে জিওলাইট দ্বারা শোষিত হয়। অতএব জিওলাইট ব্যবহার করে কোনো কোনো অণুকে শোষিত করে অন্য অণু থেকে সহজেই পৃথক করা যায়।

সিলিকেট কাচ (Silicate glasses)

তাপ বিগলিত সিলিকেট লবণকে ধীরে ধীরে শীতল করলে কোলাসিত সিলিকেট লবণ পাওয়া যায়। কিন্তু যদি শীতলীকরণ প্রক্রিয়া দ্রুত করা হয় তাহলে কোলাস গঠনের জন্য প্রয়োজনীয় সময় পাওয়া যায় না এবং একটি কাচ গঠিত হয়। কাচকে ধীরে ধীরে উত্তপ্ত করলে এটি কোনো মুনির্দিত রূপমাত্রায় গলে না কিন্তু আস্তে আস্তে নরম হয়।

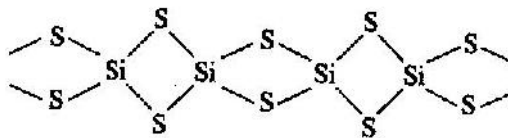
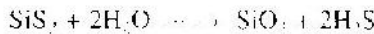
সোডা গ্লাস (soda glass) হলো ক্যালসিয়াম সিলিকেট এবং সোডিয়াম সিলিকেটের একটি মিশ্রণ। সোডিয়াম কার্বোনেট এবং ক্যালসিয়াম কার্বোনেটের মিশ্রণকে সাদা বালুর (white sand) সাথে আনুমানিক 1500°C তাপমাত্রায় বিগলিত করে এটি বাণিজ্যিকভাবে প্রস্তুত করা হয়।



কাচ গঠনের উপাদানের পরিবর্তন ঘটিয়ে কাচের ধর্ম পরিবর্তন করা যায় যেমন বেশির ভাগ ক্যালসিয়ামের পরিবর্তে লেড ব্যবহার করে লেড গ্লাস পাওয়া যায়। এ কাচের প্রতিসরাঙ্কের মান খুব উচ্চ। বিভিন্ন ধরনের লেপ প্রস্তুতের জন্য লেড গ্লাস ব্যবহার করা হয়। যে সব ধাতব অক্সাইড রঙিন সিলিকেট গঠন করে সেগুলো তাপে বিগলিত কাচের মধ্যে যোগ করলে রঙিন কাচ পাওয়া যায়। যেমন বিগলিত কাচের মধ্যে সামান্য পরিমাণ কোবাল্ট (II) অক্সাইড যোগ করলে নীল কাচ পাওয়া যায়। সিলিকনকেও অ্যালুমিনিয়াম, বোরন এবং ফসফরাস দ্বারা আংশিকভাবে অসংযুক্ত করা যায়। যদি কিছু পরিমাণ সিলিকন বোরন দ্বারা অপরাসিত হয় তাহলে বোরোসিলিকেট গ্লাস উৎপন্ন হয়, বাণিজ্যিকভাবে এটি 'পাইরেক্স' (Pyrex) গ্লাস নামে পরিচিত। সাধারণ কাচের তুলনায় একপ কাচ অনেক বেশি উচ্চ তাপ সহ্য করতে পারে। ল্যাবরেটরিতে ব্যবহৃত বিভিন্ন কাচের যন্ত্র প্রস্তুতের জন্য পাইরেক্স কাচ ব্যবহার করা হয়।

সিলিকন ডাইসালফাইড (Silicon disulphide)

উচ্চ তাপমাত্রায় সিলিকন এবং সালফারের মধ্যে বিক্রিয়া ঘটিয়ে সিলিকন ডাইসালফাইড, SiS_2 প্রস্তুত করা যায়। এটি একটি উষ্ণ পলিমার। এর গঠন শিকলের মতো, সালফার পরমাণুগুলো সিলিকনকে চতুস্তলকীয়ভাবে একক বন্ধনের মাধ্যমে ঘিরে রাখে (চিত্র ৫.১৪)। এজন্য এর কোলাস লম্বা সূচের মতো হয়। পানির সংস্পর্শে এটি অতি দ্রুত অর্ধ বিশ্লেষিত হয়ে সিলিকা এবং H_2S গঠন করে

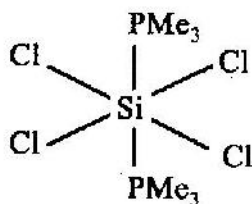
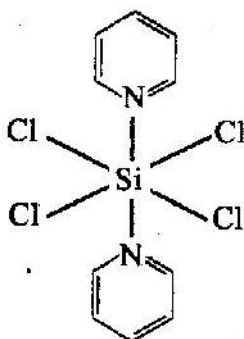
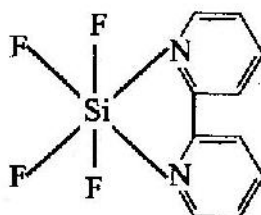
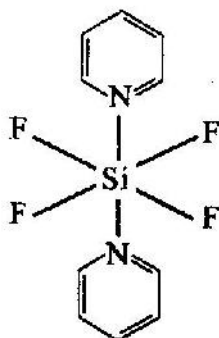


চিত্র ৫.১৪ : সিলিকন ডাইসালফাইডের গঠন।

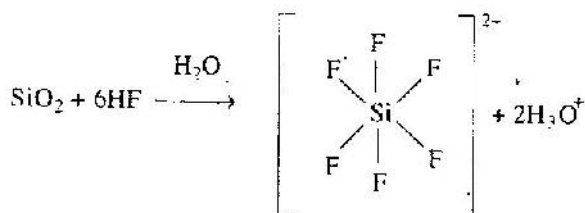
জটিল যৌগসমূহ (Complex compounds)

সিলিকন বিভিন্ন প্রকার জটিল যৌগ গঠন করে। এদেরকে চার্জ নির্বাহক জটিল, ঋণাত্মক চার্জযুক্ত জটিল এবং ধনাত্মক চার্জযুক্ত জটিল এ তিন শ্রেণীতে বিভক্ত করা যায়।

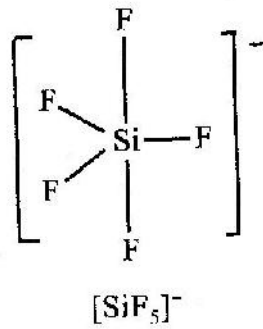
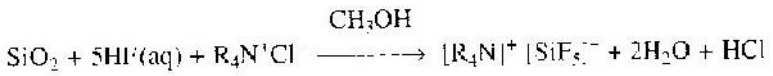
চার্জ নিরপেক্ষ জটিল : সিলিকন টেট্রাহ্যালাইডগুলোর সাথে N এবং P দাতা লিগ্যান্ডসমূহ যুক্ত হয়ে হয় সঙ্গিবিশে সংখ্যার চার্জ নিরপেক্ষ জটিল গঠন করে। নিচে কয়েকটি উদাহরণ দেয়া হলো :



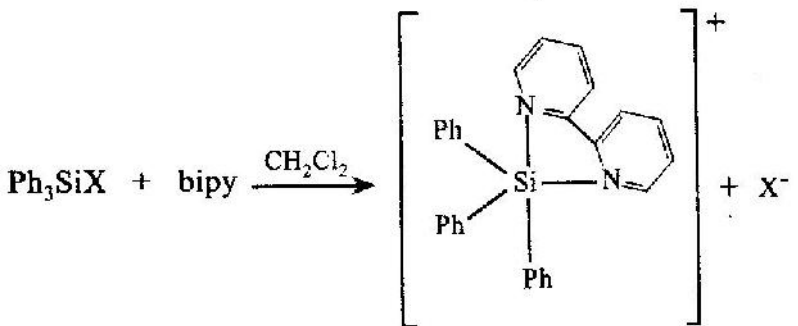
ঋণাত্মক চার্জযুক্ত জটিল : সিলিকন দুটি জটিল ফ্লোরোঅ্যানায়ন গঠন করে, এরা হলো $[\text{SiF}_6]^{2-}$ এবং $[\text{SiF}_5]^-$ । HF এর জলীয় দ্রবণে SiO_2 দ্রবীভূত করে $[\text{SiF}_6]^{2-}$ আয়ন প্রস্তুত করা যায়।



$[\text{SiF}_6]^{2-}$ আয়ন খুবই সুস্থিত। এটি ক্ষারীয় দ্রবণেও বিয়োজিত হয় না। সঠিক আকারের ক্যাটায়ন ব্যবহার করে সুনিয়ন্ত্রিত পরিবেশে $[\text{SiF}_5]^-$ আয়ন প্রস্তুত করা যায়।



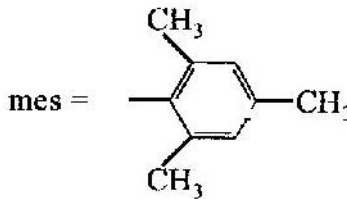
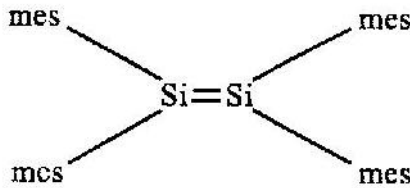
ধনাত্মক চার্জযুক্ত জটিল : সিলিকনের একটি ধনাত্মক চার্জযুক্ত জটিলের উদাহরণ হলো $[\text{Ph}_3\text{Si}(\text{bipy})]^+ \text{Ph}_2\text{SiX}$ এর সাথে বাহ্যপরিভিলের বিক্রিয়া করে এ জটিল আয়নটি প্রস্তুত করা যায়।



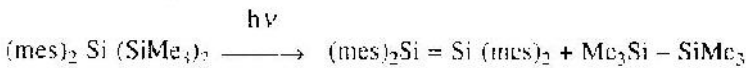
$[\text{SiCl}_2(\text{bipy})_2]^+$ কে জারিত করে জটিল ক্যাটায়ন $[\text{SiCl}_2(\text{bipy})_2]^{2+}$ প্রস্তুত করা যায়।

সিলিনসমূহ (Silenes)

যদিও সিলিকনের ক্ষেত্রে $\text{Si} = \text{Si}$ দ্বি-বন্ধন সহজে গঠিত হয় না, সাম্প্রতিককালে $\text{Si} = \text{Si}$ দ্বি-বন্ধনযুক্ত কতিপয় যৌগ প্রস্তুত করা সম্ভব হয়েছে। এ যৌগগুলোকে সিলিন যৌগ বলা হয়। এরূপ একটি যৌগ হলো ট্রেট্রাসিটাইল ডাইসিলিন। নিচে এর গাঠনিক কাঠামো দেখা হয়েছে।



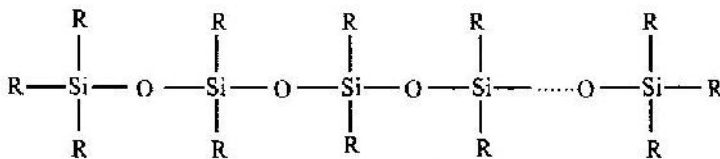
নিচের বিক্রিয়া অনুসারে এটি প্রস্তুত করা যায় :



যৌগটি তাত্পর্য ভাবে সুস্থিত কিন্তু বাতাসের সাথে বিক্রিয়া করে বিযোজিত হয়। এ যৌগে Si = Si বন্ধন দৈর্ঘ্য 2.16 Å যা Si - Si বন্ধন থেকে ৩% ছোট। R_2SiCl_2 (R = বৃহৎ আকারের অ্যালকাইল বা অ্যারাইল গ্রুপ) যৌগকে Li দ্বারা বিক্রিয়িত করে আরো কয়েকটি Si = Si দ্বি-বন্ধনযুক্ত যৌগ প্রস্তুত করা সম্ভব হয়েছে।

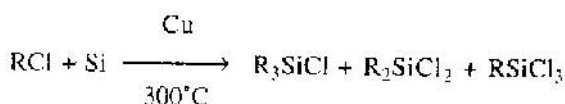
সিলিকোনসমূহ (Silicones)

সিলিকোনসমূহ এক ধরনের জৈবসিলিকন পলিমার। সিলিকন এবং অক্সিজেন পরমাণু পর্যায়ক্রমে একটির পর আর একটি যুক্ত হয়ে মূল পলিমার শিকল গঠন করে এবং সিলিকনের অবশিষ্ট যোজনীগুলো অ্যালকাইল অথবা অ্যারাইল মূলক দ্বারা তৃপ্ত হয়। একটি বৈশিষ্ট্যমূলক সিলিকনের গঠন নিম্নরূপ :



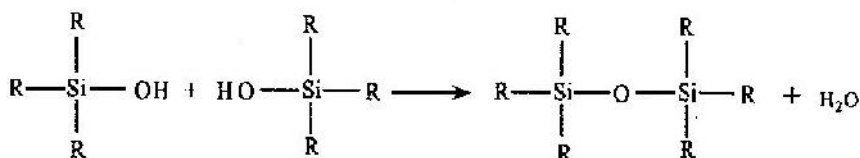
এখানে R = অ্যালকাইল বা অ্যারাইলমূলক।

সিলিকোন পলিমার গঠনের প্রাথমিক যৌগ হলো অ্যালকাইল বা অ্যারাইল ক্লোরোসিলিকন যৌগ। 300°C তাপমাত্রায় কপার প্রভাবকের উপস্থিতিতে সিলিকনের সাথে ক্লোরোসিলিকন বা ক্লোরোসিলিকনের বিক্রিয়া করে অ্যালকাইল বা অ্যারাইল ক্লোরোসিলিকনের একটি মিশ্রণ পাওয়া যায়।

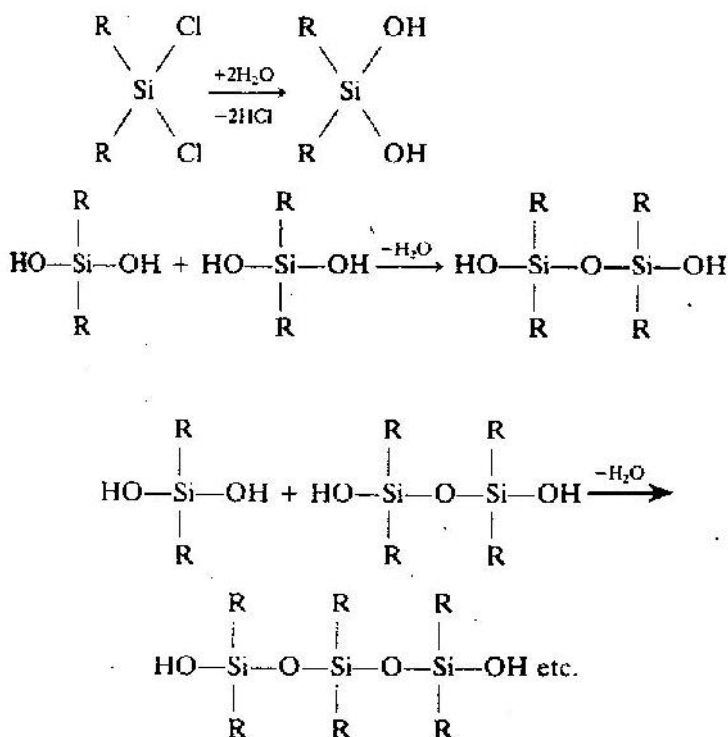


আংশিক পাতন করে ক্লোরোসিলেন যৌগগুলো পৃথক করার পর সেগুলোর আর্দ্র বিশ্লেষণ করা হয়। আর্দ্র বিশ্লেষণের ফলে গঠিত হাইড্রক্সাইড যৌগগুলো সাথে সাথে ঘনীভবন বিক্রিয়া (condensation reaction) করে পলিমার গঠন করে। পলিমার যৌগটি কিরূপ হবে তা নির্ভর করে আদ্রিতে সিলিকন পরমাণুর সাথে কতটি -OH গ্রুপ সংযুক্ত থাকে তার উপর।

R_3SiCl এর আর্দ্র বিশ্লেষণ করে R_3SiOH যৌগ পাওয়া যায় যা ঘনীভবন বিক্রিয়া করে একটি ডাইমার গঠন করে :



R_2SiCl_2 এর আর্দ্র বিশ্লেষণ করে $\text{R}_2\text{Si}(\text{OH})_2$ পাওয়া যায় যা ঘনীভবন বিক্রিয়া করে একটি দীর্ঘ শিকল পলিমার গঠন করে :



(৩) উভয়েই প্রধানত সমযোজী যৌগ গঠন করে। উদাহরণ : CH_4 এবং SiH_4 ; CCl_4 এবং SiCl_4 , CO_2 এবং SiO_2 ।

(৪) বন্ধন গঠনের জন্য কার্বনের যোজনী স্তরে কেবল s এবং p অরবিটাল পাওয়া যায়। এ অরবিটালগুলো ব্যবহার করে কার্বন সর্বোচ্চ চারটি সমযোজী বন্ধন গঠন করতে পারে। অধিকাংশ কার্বন যৌগে কার্বনের সম্মিলিত সংখ্যা ৩ বা ৪ হয়। সিলিকনের যোজনী স্তরে s এবং p অরবিটাল ছাড়াও ফাঁকা d অরবিটাল থাকে। s, p এবং d অরবিটাল ব্যবহার করে সিলিকন সর্বোচ্চ ছয়টি সমযোজী বন্ধন গঠন করতে পারে। উদাহরণ : $[\text{SiF}_6]^-$ (সম্মিলিত সংখ্যা ৬), $[\text{SiF}_6]^{2-}$ (সম্মিলিত সংখ্যা ৬)।

(৫) কার্বনের যৌগগুলোতে কার্বনের প্রবল ক্যাটিনেশন ধর্ম লক্ষ্য করা যায়। C-C বন্ধন অত্যন্ত মজবুত ($\text{C-C} : 348 \text{ kJ mol}^{-1}$) হওয়ায় কার্বন পরমাণুগুলো পর পর যুক্ত হয়ে দীর্ঘ শিকল গঠন করতে পারে। সিলিকনের ক্যাটিনেশন ধর্ম কার্বনের তুলনায় অনেক কম। Si-Si বন্ধন শক্তি (297 kJ mol^{-1}) কার্বন-কার্বন বন্ধন শক্তির তুলনায় অনেক কম হওয়ায় সিলিকনের সীমিত সংখ্যক পরমাণু পর পর যুক্ত হয়ে কার্বন শিকলের তুলনায় ছোট এবং দুর্বল শিকল গঠন করতে পারে। যেমন সিলিকন হাইড্রাইডে সর্বোচ্চ আটটি সিলিকন পরমাণু পর পর যুক্ত হয়ে সিলিকনের সর্ববৃহৎ হাইড্রাইড যৌগ Si_8H_{18} গঠন করে, কিন্তু কার্বনের ক্ষেত্রে শিকলে কার্বন পরমাণুর সংখ্যা অসীম হতে পারে।

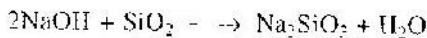
(৬) কার্বনের হাইড্রাইড যৌগগুলো অত্যন্ত সুস্থিত এবং এরা সহজে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয় না। সিলিকনের হাইড্রাইড যৌগগুলো অত্যন্ত সক্রিয়, এরা বাতাসের সংস্পর্শে ছলে উঠে এবং পানির সংস্পর্শে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়।

(৭) কার্বনের হ্যালাইড যৌগগুলো ফটো পানির সাথেও বিক্রিয়া করে না। কিন্তু সিলিকনের হ্যালাইড যৌগগুলো শীতল পানির সংস্পর্শেই আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়। সিলিকন হ্যালাইডগুলোতে Si পরমাণুর ফাঁকা d অরবিটালের সাথে সহজেই H_2O তার একজোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন দিয়ে একটি সম্মিলিত বন্ধন গঠন করে সিলিকনের সাথে যুক্ত হয় এবং আর্দ্র বিশ্লেষণ বিক্রিয়া ঘটায়। কার্বন পরমাণুতে কোনো d অরবিটাল না থাকায় কার্বনের হ্যালাইড যৌগগুলোর সাথে H_2O যুক্ত হয়ে আর্দ্র বিশ্লেষণ ঘটানোর সুযোগ পায় না।

(৮) ক্ষুদ্র আকারের কারণে কার্বন সহজেই $p_\pi-p_\pi$ বন্ধন গঠন করতে পারে। উদাহরণ : $\text{C}=\text{C}$, $\text{C}\equiv\text{C}$, $\text{C}=\text{O}$, $\text{C}=\text{S}$ এবং $\text{C}\equiv\text{N}$ । সিলিকনের আকার বড় হওয়ায় এটি p অরবিটাল ব্যবহার করে $p_\pi-p_\pi$ বন্ধন গঠন করতে পারে না। $p_\pi-p_\pi$ বন্ধন গঠিত হতে পারে বলে কার্বন ডাই অক্সাইড একটি গ্যাসীয় সরল অণু যার গঠনিক সংকেত $\text{O}=\text{C}=\text{O}$, কিন্তু এরূপ দ্বি-বন্ধন গঠিত হয় না বলে SiO_2 একক বন্ধনের মাধ্যমে একটি উচ্চ খলনাংক বিশিষ্ট ত্রিমাত্রিক আঁতকায় অণু গঠন করে যার মধ্যে প্রতিটি সিলিকন পরমাণু চারটি অক্সিজেন পরমাণুর সাথে একক বন্ধনের মাধ্যমে চতুস্তলকীয় ভাবে যুক্ত থাকে।

(৯) O এবং N পরমাণুর একটি ইলেকট্রনপূর্ণ p অরবিটালের সাথে Si এর একটি ফাঁকা d অরবিটালের অধিক্রমণের মাধ্যমে $d_\pi-p_\pi$ বন্ধন গঠন সম্ভব। এভাবে কতিপয় যৌগে $\text{Si}=\text{N}$ এবং $\text{Si}=\text{O}$ দ্বি-বন্ধন গঠিত হয়। C পরমাণুতে কোনো d অরবিটাল না থাকায় $d_\pi-p_\pi$ বন্ধন গঠিত হতে পারে না। $d_\pi-p_\pi$ বন্ধন গঠিত হয় বলে N (SiH_3)₂ একটি সমতল অণু হয়, কিন্তু এরূপ N বন্ধন গঠিত হতে পারে না বলে N (CH_3)₃ একটি পিরামিড আকৃতির অণু হয়।

(১০) কার্বন এবং সিলিকন উভয়ের সাধারণ অক্সাইড যৌগ CO_2 এবং SiO_2 এর এসিড ধর্ম রয়েছে।



(১১) C-C বন্ধন গঠনের মাধ্যমে বিভিন্ন প্রকার প্রায় সীমাহীন সংখ্যক জৈব অণু গঠিত হয় জৈব অণুগুলো উদ্ভিদ এবং প্রাণীদের গঠন করে। পক্ষান্তরে, Si-O বন্ধন গঠনের মাধ্যমে বৈচিত্র্যপূর্ণ অসংখ্য সিলিকেট যৌগ গঠিত হয়। সিলিকেট যৌগগুলো ভূ-ত্বক গঠনের প্রধান উপাদান।

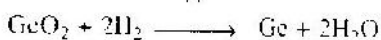
জার্মেনিয়াম, টিন এবং লেড (Germanium, Tin and Lead)

উৎস, নিষ্কাশন এবং ব্যবহার (Occurrence, extraction and uses)

জার্মেনিয়াম (Germanium) : জার্মেনিয়াম একটি বিরল মৌল জার্মেনাইট, (Cu, Ge, Fe, Zn, Ga) (S, As), আকরিকে ওজন হিসেবে আনুমানিক ৬% জার্মেনিয়াম থাকে। এ আকরিককে হাইড্রোফ্লোরিক এসিডসহ উচ্চ তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করলে জার্মেনিয়াম (IV) ক্লোরাইড, $GeCl_4$, পাতিত হয়ে বের হয়ে আসে। অংশিক পাতন পদ্ধতিতে একে বিশুদ্ধ করার পর একে পানি দ্বারা আর্দ্র বিশ্লেষিত করে জার্মেনিয়াম (IV) অক্সাইড, GeO_2 , পাওয়া যায়। জার্মেনিয়াম (IV) অক্সাইডকে কার্বন অথবা হাইড্রোজেন দ্বারা বিজারিত করে জার্মেনিয়াম পাওয়া যায়।



A



রাসায়নিকভাবে বিশুদ্ধ জার্মেনিয়াম থেকে 'জোন বিশুদ্ধকরণ' (zone refining) পদ্ধতিতে অতি বিশুদ্ধ জার্মেনিয়াম প্রস্তুত করা হয়। জার্মেনিয়াম একটি অর্ধ পরিবাহী (semiconductor)। প্রধানত সিলিকনের মতো ট্রানজিস্টর (transistor) এবং সেমিকন্ডাক্টর যন্ত্রাংশ প্রস্তুতের জন্য জার্মেনিয়াম ব্যবহার করা হয়।

টিন (Tin) : টিনের একমাত্র গুরুত্বপূর্ণ আকরিক হলো ক্যাসেট্রাইট বা টিন স্টোন, SnO_2 , যা মালয়েশিয়া, নাইজিরিয়া, ইন্দোনেশিয়া এবং বোর্নিওতে পাওয়া যায়। আকরিককে গুড়া করে পানি দিয়ে ধোয়া হয় যখন আকরিকে উপস্থিত হালকা অপদ্রব্যগুলো পানিতে ভেসে নুর হয়ে যায়। অতঃপর এ আকরিককে কাঁচাসে পোড়ানো হয়, ফলে সালফার এবং আর্সেনিক মুক্ত হয়। এভাবে প্রাপ্ত প্রায় বিশুদ্ধ SnO_2 -কে কার্বনসহ উত্তপ্ত করলে টিন পাওয়া যায়। এ ধারণে চূনাপাথরও যোগ করা হয়। কাঁচা ত হলে ভেজাল পদার্থগুলো ধাতুমূল গঠন করে পৃথক হয়ে যায়।



অবিশুদ্ধ টিনকে বিশুদ্ধ করার জন্য একে উত্তপ্ত করে বিগলিত করা হয়, ভেজাল হিসেবে উপস্থিত আয়রন, আর্সেনিক এবং লেড কঠিন অবস্থায় থেকে যায়।

টিনের প্রধান ব্যবহার হলো ইলেকট্রোপ্লটিং পদ্ধতিতে স্টীল থেকে টিন-প্লেট (tin-plate) প্রস্তুত করা এবং বিভিন্ন প্রকার অ্যালয় প্রস্তুত করা। খাদ্যবস্তু এবং পানীয় রাখার পাত্র প্রস্তুতের

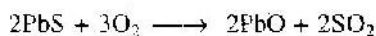
জন্য টিন প্ল্যাট বহুল পরিমাণে ব্যবহৃত হয়। টিনের প্রধান অ্যালয়গুলো হলো টাইপ ধাতু (Sn, Sb, Pb), ব্রোঞ্জ (Sn, Cu) এবং সোল্ডার (Sn, Pb)।

লেড (Lead) : লেডের প্রধান আকরিক হলো গ্যালেনা, PbS। এটি একটি কক্ষবর্ণের চকচকে এবং ভারি পদার্থ। 'ফোয়া ভাসন' (froth flotation) পদ্ধতিতে একে অন্যান্য ভেজাল বস্তু থেকে পৃথক করা হয়। লেড সালফাইড থেকে লেড নিষ্কাশনের দুটি পদ্ধতি রয়েছে।

(১) PbS-কে বাতাসে পুড়িয়ে PbO-এ পরিণত করা হয় এবং তারপর একটি বাতাসচুল্লিতে কোক অথবা CO দ্বারা বিজারিত করে লেড নিষ্কাশন করা হয়।



(২) লেড সালফাইডকে বাতাসে পুড়িয়ে আংশিকভাবে PbO-এ পরিণত করা হয়। অতঃপর বাতাসের অনুপস্থিতিতে PbO-কে অবশিষ্ট PbS-সহ উত্তপ্ত করা হয় যখন স্ব-বিজারণ পদ্ধতিতে লেড উৎপন্ন হয়।



অবিশুদ্ধ লেডের সাথে Cu, Ag, Au, Sn, As, Sb, Bi এবং Zn ভেজাল হিসেবে উপস্থিত থাকে। একে উত্তপ্ত করে বিগলিত করে গলিত ধাতুকে বাতাস চলনা করে আলোড়িত করলে As, Sb, Bi এবং Sn তাদের অক্সাইড যৌগে পরিণত হয় এবং উপরে ভেসে উঠে যা সহজেই তেলে পৃথক করা যায়। বিগলিত ধাতুকে অতঃপর ধীরে ধীরে লেডের গলনাংক পর্যন্ত ঠাণ্ডা করা হয়। এ প্রক্রিয়ায় প্রথমে Cu এবং তারপর Ag ও Au সহ Zn জমাট বাঁধে। ফলে এদের থেকে লেডকে পৃথক করা যায়। এভাবে প্রাপ্ত লেডকে তড়িৎ বিশ্লেষণ করে আরো বিশুদ্ধ করা যায়।

লেডের প্রধান ব্যবহারগুলো নিম্নরূপ :

(১) লেড সঞ্চয়ক কোষ প্রস্তুতিতে ;

(২) মাটির নিচ দিয়ে টানা টেলিফোন টেবিলে আবরণ তৈরিতে ;

(৩) বিভিন্ন প্রকার অ্যালয় প্রস্তুতিতে, যেমন টাইপ ধাতু (Sn, Sb, Pb) এবং সোল্ডার (Sn, Pb);

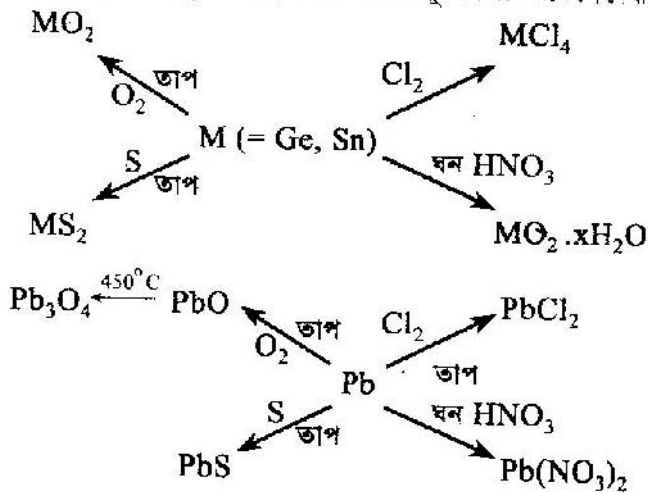
(৪) পেইন্ট প্রস্তুতের জন্য [যেমন Pb_3O_4 এবং $(\text{PbCO}_3)_2 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$ পেইন্টের প্রয়োজনীয় উপাদান] ;

(৫) পেট্রোলিয়ামের সাথে যোগ করার জন্য ট্রেটাইনাইল লেড প্রস্তুতিতে।

জার্মেনিয়াম, টিন এবং লেডের ধর্ম (Properties of Germanium, Tin and Lead).

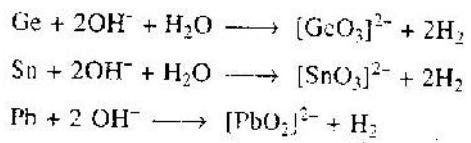
জার্মেনিয়াম শক্ত কিন্তু ভঙ্গুর, টিন নরম এবং লেড খুবই নরম ধাতু। জার্মেনিয়াম এবং টিনের বিক্রিয়াগুলোর মধ্যে যথেষ্ট মিল রয়েছে। উভয় ধাতুই গুপ্ত যোজনী ৪ দেখায়। লেডের ক্ষেত্রে

২ যোজনী দেখানোর প্রবণতা বেশি কারণ গ্রুপের ভারি ধাতুগুলোর ক্ষেত্রে s ইলেকট্রন দুটি অনেকটা নিষ্ক্রিয় হয় (নিষ্ক্রিয় যুগল ক্রিয়া)। প্রধান বিক্রিয়াগুলো নিচে সংক্ষেপে দেখানো হয়েছে।



জার্মেনিয়াম হাইড্রোক্সোয়িক এসিডের সাথে বিক্রিয়া করে না এবং পাতলা হাইড্রোক্সোয়িক এসিডের সাথে টিন ও লেডের বিক্রিয়াও খুব বেশি পরিমাণে ঘটে না।

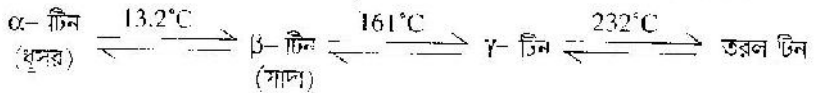
উক্তপু এবং গাঢ় ফারস্ফর জার্মেনিয়াম এবং টিনের সাথে বিক্রিয়া করে যথাক্রমে জার্মানেট (IV) এবং স্ট্যান্টেট (IV) আয়ন গঠন করে যেগুলোতে ধাতুগুলো তাদের চার যোজনী দেখায়। অনুরূপ বিক্রিয়ায় লেড একটি প্লাম্বেট (II) আয়ন গঠন করে যার মধ্যে Pb এর যোজনী ২ হয়।



জার্মেনিয়াম, টিন এবং লেডের গাঠনিক কাঠামো (The structures of Germanium, Tin and Lead)

জার্মেনিয়ামের কেলাসের গঠন তাম্রমন্ডের গঠনের অনুরূপ।

টিন তিন ধরনের কেলাস গঠন করে যাদের রূপান্তর তাপমাত্রা নিচে দেখানো হয়েছে।



যদিও 13.2°C তাপমাত্রার নিচে β-টিন α-টিনে রূপান্তরিত হয়, এরূপ রূপান্তর ঘটানোর বিক্রিয়াক ত্বরান্বিত করার জন্য কিছু পরিমাণ α-টিন যোগ করা না হলে কেবল -50°C তাপমাত্রার কাছাকাছি শীতল করলে রূপান্তর প্রক্রিয়া দ্রুত হয়। α-টিনের কেলাসের গঠন তাম্রমন্ডের মতো, কিন্তু β-টিন এবং γ-টিনের ধাতুগুলোর মতো ঘনিষ্ঠ মোড়কবদ্ধ কাঠামো (close

packed structure) থাকে। যেহেতু β - এবং γ -টিনের তুলনায় α -টিনের একটি অধিকতর ফাঁকা কাঠামো থাকে সেজন্য এর ঘনত্ব অন্য দুটি কেলাসিত রূপের ঘনত্ব অপেক্ষা কম হয়।

লেড কেবল এক ধরনের কেলাস গঠন করে যার একটি বা এম কাঠামো থাকে।

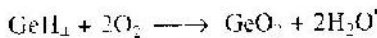
জার্মেনিয়াম, টিন এবং লেডের যৌগসমূহ (Compounds of germanium, tin and lead)

কার্বন এবং সিলিকনের মতো না হয়ে জার্মেনিয়াম, টিন এবং লেড ২ এবং ৪ উভয় যোজনীই প্রদর্শন করে। ২ যোজী অবস্থায় s ইলেকট্রন দুটি নিষ্ক্রিয় থাকে, এরা রাসায়নিক বন্ধন গঠনে অংশগ্রহণ করে না (নিষ্ক্রিয় যুগল ক্রিয়া)। জার্মেনিয়ামের ২-যোজী যৌগসমূহ তীব্র বিজারক পদার্থ এবং বিজারণ বিক্রিয়া ঘটিয়ে জার্মেনিয়াম ৪-যোজী অবস্থায় ফিরে আসে। টিনের জন্যও এটি সত্য, কিন্তু ২ যোজী টিন যৌগগুলো ২-যোজী জার্মেনিয়াম যৌগের তুলনায় কিছুটা কম সক্রিয় বিজারক। লেড প্রধানত ২-যোজী মৌল, এক্ষেত্রে ৪-যোজী লেড একটি তীব্র জারক পদার্থ হিসেবে কাজ করে।

এ মৌলগুলোর চার-যোজী যৌগসমূহ সাধারণত সমযোজী হয় (কতিপয় ব্যতিক্রম রয়েছে, যেমন SnF_4 একটি আয়নিক যৌগ), কিন্তু দ্বি-যোজী যৌগগুলো প্রধানত আয়নিক প্রকৃতিবিশিষ্ট হয়। উদাহরণ : SnCl_4 এবং PbCl_2 উভয়েই সমযোজী যৌগ কিন্তু SnCl_2 এবং PbCl_2 উভয়েই আয়নিক যৌগ।

জার্মেনিয়াম, টিন এবং লেডের হাইড্রাইডসমূহ (The hydrides of germanium, tin and lead)

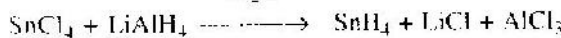
জার্মেনিয়াম হাইড্রাইড যৌগের একটি শ্রেণী গঠন করে যাদের ফর্মুলা অ্যালকেন যৌগের মতো। শিকলে একটি থেকে সর্বোচ্চ ছয়টি Ge পরমাণু সংবেলিত হাইড্রাইড যৌগ (GeH_4 , Ge_2H_6 , Ge_3H_8 , Ge_4H_{10} , Ge_5H_{12} এবং Ge_6H_{14}) প্রস্তুত করা যায়। অস্বাভাবিক মনে হলেও এ যৌগগুলো সিলিকনের হাইড্রাইড যৌগগুলোর তুলনায় কম সক্রিয়। যেমন এরা বাতাসের সংস্পর্শে হলে উঠে না এবং জলীয় এসিড এবং অথবা ৩০% NaOH দ্রবণের সাথেও বিক্রিয়া করে না। কিন্তু বাতাস এবং অগ্নি স্ফুলিঙ্গের সংস্পর্শে দ্রুত বিক্রিয়া করে GeO_2 এবং H_2O গঠন করে :



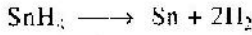
সিলিকনের হাইড্রাইড যৌগগুলো প্রস্তুতের অনুরূপ পদ্ধতিতে জার্মেনিয়ামের হাইড্রাইড যৌগগুলো প্রস্তুত করা যায়। যেমন ইথার দ্রবণে GeCl_4 -কে LiAlH_4 বিজারিত করে অথবা GeO_2 -কে NaBH_4 এর জলীয় দ্রবণ দ্বারা বিজারিত করে GeH_4 প্রস্তুত করা যায় :



টিন দুটি হাইড্রাইড যৌগ গঠন করে : এরা হল SnH_4 এবং Sn_2H_6 । নিম্ন তাপমাত্রায় SnCl_4 কে ইথার দ্রবণে LiAlH_4 দ্বারা বিজারিত করে SnH_4 প্রস্তুত করা যায় :



টিন হাইড্রাইডগুলো জার্মেনিয়াম হাইড্রাইডগুলোর তুলনায় অনেক কম সুস্থিত। যেমন কক্ষ তাপমাত্রায় SnH_4 ধীরে বিয়োজিত হয়ে Sn এবং H_2 উৎপন্ন করে, উত্তপ্ত করলে বিয়োজন বিক্রিয়ার গতি দ্রুত হয়। Sn_2H_6 এর সুস্থিতি খুবই কম।

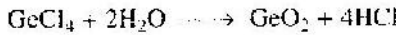


এসিড অথবা ক্ষারের লঘু জলীয় দ্রবণ দ্বারা SnH_4 আক্রান্ত হয় না, কিন্তু গাঢ় দ্রবণ দ্বারা বিয়োজিত হয়: SnH_4 একটি তীব্র বিজারক পদার্থ।

PbH_4 এর সুস্থিতি খুবই কম এবং এটি প্রস্তুত করা খুবই কঠিন। নিম্ন তাপমাত্রায় কাথোডীয় বিজারণ পদ্ধতিতে এটি অতি অল্প পরিমাণে প্রস্তুত করা সম্ভব হয়েছে এবং কেবল তার বর্ণালিমিতিক পদ্ধতিতে একে সনাক্ত করা গিয়েছে।

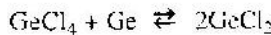
জার্মেনিয়াম, টিন এবং লেডের হ্যালাইড যৌগসমূহ (The halides of germanium, tin and lead)

জার্মেনিয়ামের হ্যালাইডসমূহ : জার্মেনিয়াম সবগুলো টেট্রাহ্যালাইড (GeF_4 , GeCl_4 , GeBr_4 এবং GeI_4) গঠন করে। উত্তপ্ত ধাতুর উপর দিয়ে ক্লোরিন গ্যাস চালনা করে GeCl_4 প্রস্তুত করা যায়। এটি একটি ধূমায়মান তরল (fuming liquid) যা অতি দ্রুত পানি দ্বারা অর্ধ বিশ্লেষিত হয়।

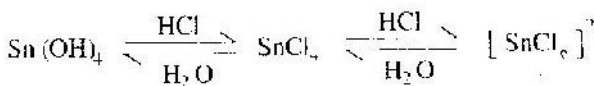


$\text{Ge} - \text{Ge}$ বন্ধনযুক্ত ডাইজার্মেনিয়াম হেক্সাফ্লোরাইড যৌগটিও প্রস্তুত করা যায়।

উত্তপ্ত জার্মেনিয়াম ধাতুর উপর দিয়ে GeCl_4 বাষ্প চালনা করে জার্মেনিয়াম (II) ক্লোরাইড, GeCl_2 , প্রস্তুত করা যায়। এটি একটি বর্ণহীন কঠিন পদার্থ এবং সম্ভবত আংশিক আয়নিক প্রকৃতিবিশিষ্ট। GeCl_4 এর তুলনায় GeCl_2 কম সুস্থিত, 75°C তাপমাত্রায় এটি অসমঞ্জস্যকরণ বিক্রিয়ার মাধ্যমে GeCl_4 এবং Ge গঠন করে :

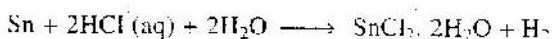


টিনের হ্যালাইড যৌগসমূহ : জার্মেনিয়ামের মতো টিনও সবগুলো টেট্রাহ্যালাইড (SnF_4 , SnCl_4 , SnBr_4 এবং SnI_4) গঠন করে। উত্তপ্ত ধাতুর উপর দিয়ে ক্লোরিন চালনা করে টিন (IV) ক্লোরাইড, SnCl_4 , প্রস্তুত করা যায়। এটি একটি বর্ণহীন তরল যা অর্ধ বাতাসের সংস্পর্শে অর্ধ বিশ্লেষণ বিক্রিয়া করে ধোয়া সৃষ্টি করে। পানির দ্রবণে SnCl_4 এর আংশিক অর্ধ বিশ্লেষণ ঘটে, কিন্তু অতি লঘু দ্রবণে অর্ধ বিশ্লেষণ বিক্রিয়া সম্পূর্ণ হয়। অর্ধ বিশ্লেষিত যৌগের দ্রবণে HCl যোগ করে পুনরায় SnCl_4 ফিরে পাওয়া যায় এবং অধিক পরিমাণ HCl যোগ করে জটিল আয়ন $[\text{SnCl}_6]^{2-}$ প্রস্তুত করা যায়।



SnCl_4 খুব অল্প পরিমাণ পানির সাথে বিক্রিয়া করে কঠিন হাইড্রেট যৌগ $\text{SnCl}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ গঠন করে। এটি একটি অয়নিক যৌগ এবং এর মধ্যে $[\text{Sn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{++}$ আয়ন উপস্থিত থাকে। টিন (IV) ফ্লোরাইড, SnF_4 , একটি অয়নিক কঠিন পদার্থ যার গঠন $\text{Sn}^{4+}(\text{F}^-)_4$ ।

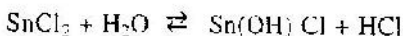
উভয় টিনের উপর দিয়ে HCl গ্যাস চালনা করে অনার্দ SnCl₂ প্রস্তুত করা যায়। গড় HCl দ্রবণের সাথে টিনের বিক্রিয়া করে টিন (II) ক্লোরাইড ডাইহাইড্রাইট পাওয়া যায়।



টিন (II) ক্লোরাইড একটি শক্তিশালী বিজারক পদার্থ। এটি মারকারি (II) লবণকে বিজারিত করে মারকারি (I) লবণ এবং আয়রন (III) লবণকে বিজারিত করে আয়রন (II) লবণ গঠন করে :

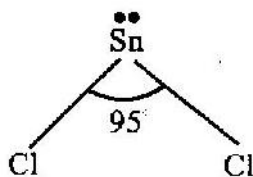


অনার্দ SnCl₂ এবং অর্ধ SnCl₂ · 2H₂O উভয়ই পানির দ্বারা অর্ধ বিশ্লেষিত হয়ে অদ্রবণীয় সাদা অম্লকীয় লবণ Sn(OH)Cl গঠন করে।



SnCl₂ এর দ্রবণকে পরিষ্কার রাখার জন্য এর মধ্যে সর্বদা HCl যোগ করা হয়। SnCl₂ এবং HCl বিক্রিয়া করে জটিল আয়ন [SnCl₃]⁻ এবং [SnCl₄]²⁻ গঠন করে। বাতাসের জারণ ক্রিয়া প্রতিহত করার জন্য দ্রবণে কয়েকটি টিনের টুকরাও যোগ করা হয়।

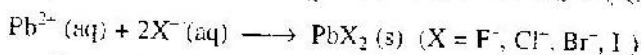
অনার্দ SnCl₂ একটি V-আকৃতির কোণিক অণু কারণ Sn এর সাথে এক জোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন উপস্থিত থাকে। নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ার তীব্র বিকর্ষণ বলের কারণে ClSnCl বন্ধন কোণের মান 95° হয়।



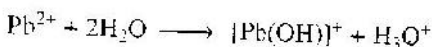
(SnCl₂ এর আকৃতি)

লেডের হ্যালাইড যৌগসমূহ : লেড একটি টেট্রাক্লোরাইড এবং একটি টেট্রাক্লোরাইড যৌগ গঠন করে। PbF₄ একটি আয়নিক কঠিন পদার্থ Pb²⁺ (F⁻)₄ কিন্তু PbCl₂ একটি সমযোজী এরল। PbCl₂ নিম্ন তাপমাত্রায় সুস্থিত, 50°C তাপমাত্রায় এটি বিয়োজিত হয়ে PbCl₄ এবং Cl₂ গঠন করে। পানির দ্বারা PbCl₂ ক্রান্ত অর্ধ বিশ্লেষিত হয়। Pb²⁺ আয়নের জারণ ক্ষমতা এবং Br⁻ ও I⁻ আয়নের বিজারণ ক্ষমতা থাকার কারণে PbBr₄ এবং PbI₄ গঠিত হয় না। অতএব দেখা যায়, আয়নিক যৌগ PbF₄ হলো লেডের একমাত্র সুস্থিত টেট্রাহ্যালাইড।

লেডের সুস্থিত জারণ অবস্থা হলো +2 ; লেড (II) এর যে কোনো দ্রবণীয় লবণের দ্রবণে হ্যালিড অয়ন যোগ করে সবগুলো ডাইহ্যালোহাইড যৌগকে অধঃক্ষেপ হিসেবে পাওয়া যায়। লেড (II) হ্যালাইড যৌগগুলোর নিম্ন দ্রব্যতার কারণে এগুলো সহজেই দ্রবণ থেকে অধঃক্ষিপ হয়।



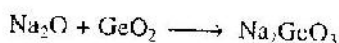
PbI_2 একটি হলুদ কঠিন পদার্থ, অন্য ডাইহ্যালোহাইডগুলো সাদা কঠিন পদার্থ। জলীয় দ্রবণে Pb^{2+} অয়ন আংশিকভাবে অম্ল বিশ্লেষিত হয়।



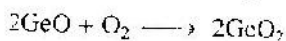
জার্মেনিয়াম, টিন এবং লেডের অক্সাইড যৌগসমূহ (The oxides of germanium, tin and lead)

জার্মেনিয়ামের অক্সাইড যৌগসমূহ : জার্মেনিয়াম ধাতুকে অক্সিজেনের সাথে উত্তপ্ত করলে জার্মেনিয়াম (IV) অক্সাইড, GeO_2 , উৎপন্ন হয়। জার্মেনিয়াম ধাতুকে গাঢ় HNO_3 এর সাথে বিক্রিয়া করেও এটি প্রস্তুত করা যায়।

জার্মেনিয়াম (IV) অক্সাইড SiO_2 অপেক্ষা কম এসিডীয়, কিন্তু এটি ক্ষারকীয় অক্সাইডের সাথে বিক্রিয়া করে জার্মানেট (IV) যৌগ গঠন করে। এদের গঠন নিম্নলিখিত যৌগের গঠনের অনুরূপ।

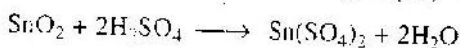


দ্রবণে Ge (IV) এর বিজারণ ঘটিয়ে জার্মেনিয়াম (II) অক্সাইড, GeO , প্রস্তুত করা যায়। অক্সিজেনের উপস্থিতিতে এটি অস্থিত এবং GeO_2 -এ পরিণত হয়।

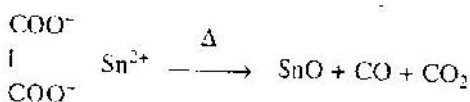


টিনের অক্সাইড যৌগসমূহ : জার্মেনিয়াম (IV) অক্সাইডের মতো টিন (IV) অক্সাইডও উত্তপ্ত টিনের সাথে অক্সিজেনের বিক্রিয়ার মাধ্যমে প্রস্তুত করা যায়। আবার ঘন HNO_3 এর সাথে টিনের বিক্রিয়া করেও এটি পাওয়া যায়। এটি একটি সাদা কঠিন পদার্থ এবং টিনের প্রাকৃতিক উৎস ক্যাসেটেরাইট আকরিক হিসেবে একে খনিতে পাওয়া যায়।

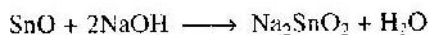
এটি একটি উত্তপ্তমৌ অক্সাইড। গাঢ় H_2SO_4 এর সাথে বিক্রিয়া করে এটি $Sn(SO_4)_2$ গঠন করে এবং তাপ বিগলিত ক্ষারের সাথে বিক্রিয়া করে এটি স্ট্যান্টেট (IV) গঠন করে :



টিন (II) অক্সাইড, SnO , একটি কাল কঠিন পদার্থ। টিন (II) অক্সানেট লবণকে উত্তপ্ত করে এটি প্রস্তুত করা যায় :



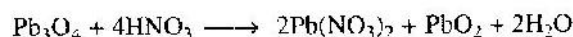
SnO_2 এর যতো SnO -ও একটি উভধর্মী অক্সাইড। এসিডের সাথে বিক্রিয়া করে এটি Sn (II) লবণ উৎপন্ন করে এবং ক্ষার দ্রবণের সাথে বিক্রিয়া করে স্ট্যান্টেট (II) লবণ উৎপন্ন করে :



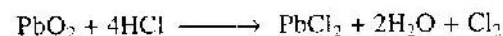
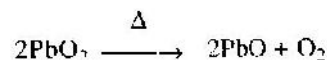
লেডের অক্সাইডসমূহ : লেড (IV) অক্সাইড, PbO_2 , একটি বাদামি কঠিন পদার্থ। একটি দ্রবণীয় লেড (II) লবণকে সোডিয়াম ক্লোরেট (I) দ্রবণসহ উত্তপ্ত করে এটি প্রস্তুত করা যায় :



আবার টাইলেড টেট্রাঅক্সাইডকে, Pb_3O_4 , লঘু HNO_3 এর সাথে বিক্রিয় করেও এটি প্রস্তুত করা যায় :



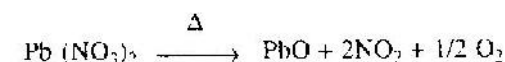
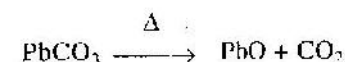
লেড (IV) অক্সাইড এফটি শক্তিশালী জ্বরক পদার্থ। উত্তপ্ত করলে এটি PbO এবং O_2 উৎপন্ন করে, সালফার ডাইঅক্সাইডের সাথে প্রবল তেজে বিক্রিয়া করে লেড (II) সালফেট উৎপন্ন করে, এবং গাঢ় HCl এর সাথে উত্তপ্ত করলে এটি ক্লোরিন উৎপন্ন করে।



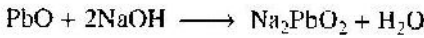
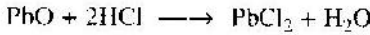
লেড (IV) অক্সাইডকেও একটি উভধর্মী অক্সাইড হিসেবে বিবেচনা করা যায়, কারণ নিম্ন তাপমাত্রায় এটি HCl এর সাথে বিক্রিয়া করে লেড (IV) ক্লোরাইড উৎপন্ন করে ক্ষার দ্রবণের সাথে বিক্রিয় করে এটি প্লাম্বেট (IV) যৌগ উৎপন্ন করে।



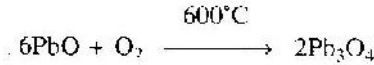
লেড (II) অক্সাইড, PbO -কে দুটি রূপে পাওয়া যায় : একটি লাল বর্ণের কঠিন পদার্থ এবং অপরটি হলুদ বর্ণের কঠিন পদার্থ। লেড (II) কার্বোনেট অথবা লেড (II) নাইট্রেট লবণকে উত্তপ্ত করে এটি প্রস্তুত করা যায়।



এটিও একটি উভধর্মী অক্সাইড, কারণ এসিড দ্রবণের সাথে বিক্রিয়া করে এটি লেড (II) লবণ উৎপন্ন করে এবং ক্ষার দ্রবণের সাথে বিক্রিয়া করে এটি প্লাম্বেট (II) লবণ উৎপন্ন করে।



ট্রাইলেড টেট্রাঅক্সাইড, Pb_3O_4 , একটি গাঢ় লাল রং এর কঠিন পদার্থ। এটি বাণিজ্যিকভাবে রেড লেড (red lead) নামে পরিচিত। লেড (II) অক্সাইডকে বাতাসে উত্তপ্ত করে এটি প্রস্তুত করা যায়।

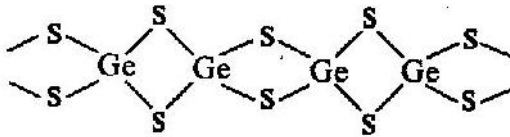


এ যৌগটিকে PbO_2 এবং PbO এর একটি 1 : 2 আনুপাতিক মিশ্রণ হিসেবে কল্পনা করা যায় ($\text{PbO}_2 \cdot 2\text{PbO}$), স্পষ্টতই এ যৌগে Pb^{2+} এবং Pb^{4+} আয়ন উপস্থিত থাকে। লোহা এবং স্টীলের মরিচা রোধকারী পেইন্ট প্রস্তুতের জন্য রেড লেড ব্যবহার করা হয়। প্লাস্টিক এবং কৃত্রিম রবার রং করার কাজে এবং ভলকানাইজেশনের (vulcanization) জন্যও রেড লেড ব্যবহৃত হয়। তাছাড়া সিবামিক এবং কাচ প্রস্তুতের জন্যও কিছু পরিমাণ রেড লেড ব্যবহার করা হয়।

জার্মেনিয়াম, টিন এবং লেডের সালফাইডসমূহ (The sulphides of germanium, tin and lead)

জার্মেনিয়াম এবং টিন উভয়েই মনোসালফাইড এবং ডাইসালফাইড গঠন করে। মনোসালফাইড যৌগগুলো সহজে জরিত হয়ে ডাইসালফাইডে পরিণত হয়। লেড কেবল মনোসালফাইড গঠন করে। সবগুলো সালফাইড যৌগ কঠিন পদার্থ।

জার্মেনিয়াম (IV) এবং টিন (IV) যৌগের এসিডীয় দ্রবণে H_2S গ্যাস চালনা করলে যথাক্রমে GeS_2 এবং SnS_2 অধঃক্ষিপ্ত হয়। GeS_2 এর গঠন একটি লম্বা শিকলের মতো। GeS_4 চতুস্তলকগুলো সালফার সেতুর মাধ্যমে যুক্ত হয়ে এরূপ শিকল গঠন করে। SnS_2 এর গঠন CaI_2 এর গঠনের অনুরূপ, প্রতিটি Sn পরমাণু ছয়টি S পরমাণু দ্বারা পরিবেষ্টিত থাকে।



GeS_2 শিকল

(GeS_2 শিকল)

Ge(II) , Sn(II) এবং Pb(II) যৌগের জলীয় দ্রবণে H_2S চালনা করে এদের মনোসালফাইড যৌগ প্রস্তুত করা যায়। মনোসালফাইডগুলো জলীয় দ্রবণ থেকে অধঃক্ষেপ হিসেবে পৃথক হয়। GeS এবং SnS এর কাল ফসফরাসের মতো একটি স্তরীভূত গঠন থাকে। PbS এর গঠন NaCl এর গঠনের অনুরূপ, যদিও এর কাল বর্ণ এবং পানিতে অতি নগণ্য দ্রাব্যতা এর বন্ধনের কিছুটা সমযোজী প্রকৃতি নির্দেশ করে।

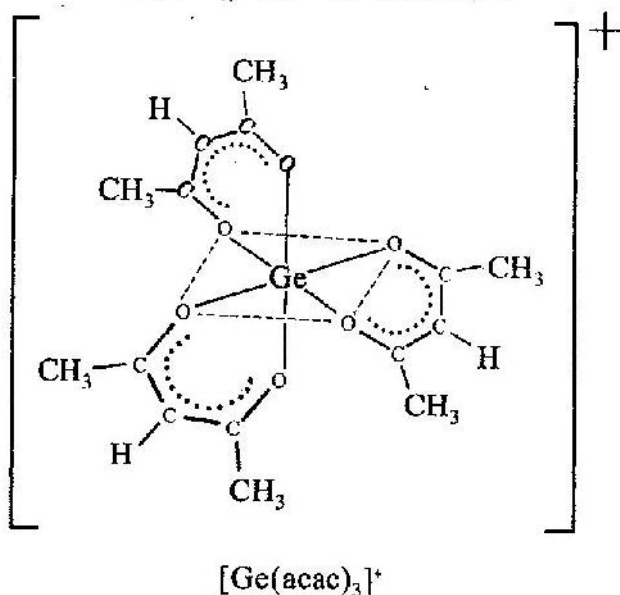
জার্মেনিয়াম, টিন এবং লেডের জটিলসমূহ (Complexes of germanium, tin and lead)

+4 ভারণ অবস্থায় জার্মেনিয়াম, টিন এবং লেডের অধিকাংশ জটিল যৌগে হ্যালাইড আয়ন অথবা অক্সিজেন, নাইট্রোজেন, সালফার বা ফসফরাস দাতা পরমাণু সংবলিত লিগ্যান্ড উপস্থিত থাকে।

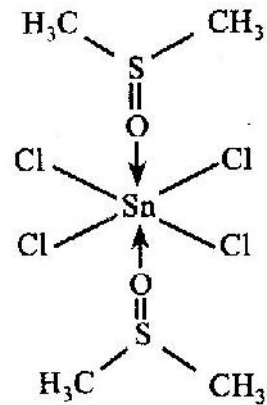
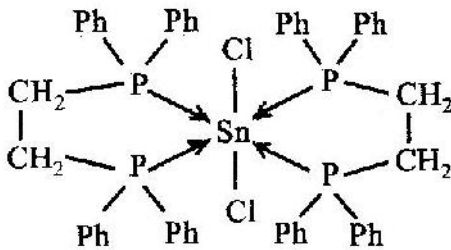
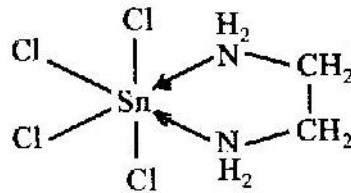
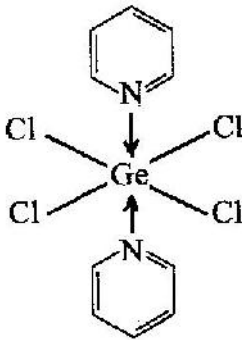
ঋণাত্মক চার্জযুক্ত জটিল : Ge (IV), Sn (IV) এবং Pb (IV) হেক্সাফ্লোরো অ্যানায়ন জটিল গঠন করে। যেমন HF এর জলীয় দ্রবণে GeO_2 দ্রবীভূত করে প্রাপ্ত দ্রবণকে 0°C তাপমাত্রায় শীতল করার পর KF যোগ করলে $\text{K}_2[\text{GeF}_6]$ এর কেলস পাওয়া যায়। $[\text{GeF}_6]^{2-}$ এবং $[\text{SnF}_6]^{2-}$ আয়নগুলো ক্ষার দ্রবণ দ্বারা অর্ধ বিশ্লেষিত হয়, কিন্তু $[\text{PbF}_6]^{2-}$ আয়ন কেবল পানি দ্বারা অর্ধ বিশ্লেষিত হয়।

GeCl_4 বা SnCl_4 এর সাথে HCl দ্রবণ অথবা M^+Cl দ্রবণের বিক্রিয়া করে $[\text{GeCl}_6]^{2-}$ বা $[\text{SnCl}_6]^{2-}$ জটিল আয়ন প্রস্তুত করা যায়। PbCl_2 এর সাথে HCl এবং Cl_2 এর বিক্রিয়া করে $[\text{PbCl}_5]^{-}$ আয়ন প্রস্তুত করা যায়।

ধনাত্মক চার্জযুক্ত জটিল : একক ঋণাত্মক চার্জযুক্ত কিলেট সৃষ্টিকারী লিগ্যান্ডগুলো Ge, Sn এবং Pb এর সাথে ধনাত্মক চার্জযুক্ত জটিল গঠন করে। উদাহরণ :



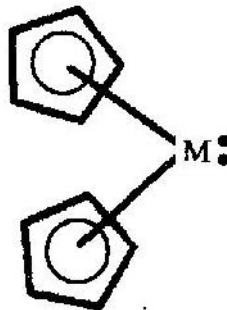
চার্জ নিরপেক্ষ জটিল : Ge (IV), Sn (IV) এবং Pb (IV) এর বিভিন্ন ধরনের লিগ্যান্ডগুলো চার্জ নিরপেক্ষ জটিল প্রস্তুত করা সম্ভব হয়েছে। নিচে কয়েকটি উদাহরণ দেয়া হলো।



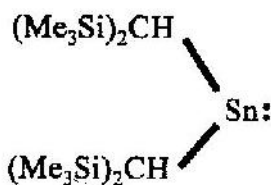
জৈব ধাতব যৌগসমূহ (Organometallic compounds)

জার্মেনিয়াম, টিন এবং লেড বিভিন্ন ধরনের প্রচুর সংখ্যক জৈবধাতব যৌগ গঠন করে। এদের অনেকগুলো বাণিজ্যিকভাবে খুবই গুরুত্বপূর্ণ।

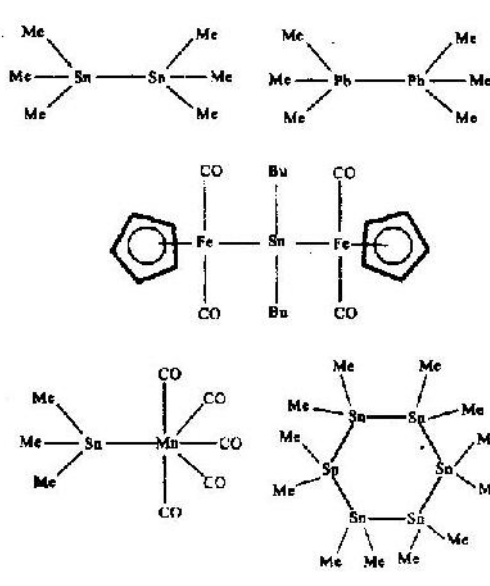
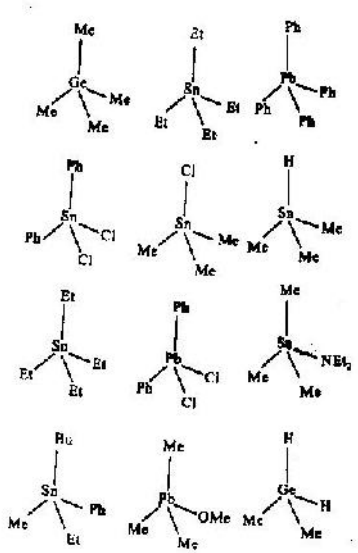
দ্বি-যোজী যৌগসমূহ : সাইক্লোপেন্টাডাইইলিন্‌ইল লিগ্যান্ডের সাথে Ge (II), Sn (II) এবং Pb (II) ($\eta^1 - C_5H_5$)₂ M যৌগ গঠন করে। এর কৌণিক আকৃতির অণু।



অতি বৃহৎ আকারের অ্যালকাইল গ্রুপের সাথে টিন (II) এর ডাইঅ্যালকাইল যৌগ গঠিত হয়। এরূপ একটি নজর কাড়া অণু হলো $[(Me_3Si)_2CH]_2Sn$, এর আকৃতিও কেপের মতো।



চারযোজী বৌগসমূহ : Ge, Sn এবং Pb এর চারযোজী জৈবধাতব যৌগগুলোর সাধারণ ফর্মুলা $R_{4-n}MX_n$ ($n = 0, 1, 2, 3$)। এখানে R = অ্যালকাইল অথবা অ্যারাইলমূলক এবং X = H, হ্যালাজেন, OR', NR', SR', Mn(CO)₅ ইত্যাদি; ধাতু-ধাতু বন্ধনযুক্ত যৌগও রয়েছে প্রচুর। নিচে কতিপয় চারযোজী বৌগের উদাহরণ দেয়া হয়েছে



প্রশ্নমালা

১। স্বাভাবিক অবস্থায় কার্বনের ইলেকট্রন বিন্যাস হলো $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1$ । কিন্তু অধিকাংশ ক্ষেত্রে কার্বন দুটি একক বন্ধনের পরিবর্তে চারটি একক বন্ধন গঠন করে। কারণ ব্যাখ্যা কর।

২। কার্বন এবং টিনের সবচেয়ে সাধারণ জারণ অবস্থাপগুলো কি কি? যদি কোনো পার্থক্য থাকে তাহলে এরূপ পার্থক্য কেন হয়?

৩। ক্যাটিনেশন কি? কার্বনের তুলনায় সিলিকনের ক্যাটিনেশন ধর্ম অনেক কম হয় কেন?

৪। GrIVA(14) মৌলগুলো সাধারণত সমযোজী যৌগ গঠন করে কেন?

৫। Ge(II) যৌগগুলো তীব্র বিজারক পদার্থ, কিন্তু Pb(II) যৌগগুলো আদৌ বিজারক হিসেবে কাজ করে না। কারণ ব্যাখ্যা কর।

৬। ডায়মন্ড এবং গ্রাফাইটের কেলাসের গঠন ব্যাখ্যা কর। গ্রাফাইটের ঘনত্ব ডায়মন্ডের ঘনত্ব অপেক্ষা অনেক কম হয় কেন?

৭। কারণ ব্যাখ্যা কর :

(ক) ডায়মন্ড একটি অত্যন্ত কঠিন পদার্থ কিন্তু গ্রাফাইট খুব নরম।

(খ) ডায়মন্ড বিদ্যুতের অপরিবাহী কিন্তু গ্রাফাইট বিদ্যুতের সুপরিবাহী।

(গ) গ্রাফাইটে একটি সীট বরাবর বিদ্যুৎ চলতে পারে, কিন্তু একটি সীট থেকে আর একটি সীটে বিদ্যুৎ চলতে পারে না।

৮। কোক থেকে কিভাবে গ্রাফাইট প্রস্তুত করা হয়? গ্রাফাইট থেকে ডায়মন্ড সংশ্লেষণের একটি পদ্ধতি উল্লেখ কর। গ্রাফাইটের প্রধান ব্যবহারগুলো কি কি?

৯। কার্বন মনোক্সাইড, কার্বন ডাই-অক্সাইড এবং কার্বন সাবঅক্সাইডের গাঠনিক কাঠামো একে দেখাও। এদের প্রত্যেকের জন্য একটি করে প্রস্তুত পদ্ধতি বর্ণনা কর। কার্বন মনোক্সাইড একটি অত্যন্ত বিষাক্ত গ্যাস অথচ কার্বন ডাই-অক্সাইড বিষাক্ত নয়। এরূপ পার্থক্যের কারণ কি?

১০। CO এবং CO₂ এর প্রধান ব্যবহারগুলো উল্লেখ কর। এ গ্যাসগুলো কিভাবে সনাক্ত করা যায়?

১১। Ca(OH)₂ এর জলীয় দ্রবণে CO₂ গ্যাস চালনা করলে কি ঘটে? অতিরিক্ত CO₂ গ্যাস চালনা করলে কি পরিবর্তন দেখা যায়?

১২। কার্বন ডাইঅক্সাইডের জলীয় দ্রবণে কিছু পরিমাণে চূনাপাথর দ্রবীভূত হয়। এর কারণ কি?

১৩। ব্যাখ্যা কর :

(ক) Al³⁺, Cr³⁺ অথবা Fe³⁺ আয়নের দ্রবণে কোনো দ্রবণীয় কার্বোনেট লবণ যোগ করলে কণ্টুগুলোর হাইড্রক্সাইডের অধঃক্ষেপ পাওয়া যায়।

(খ) Cu²⁺ অথবা Zn²⁺ আয়নের জলীয় দ্রবণে কোনো দ্রবণীয় কার্বোনেট লবণ যোগ করলে কণ্টুগুলোর ক্ষারকীয় কার্বোনেট লবণ অধঃক্ষিপ্ত হয়।

(গ) Ca^{2+} অথবা Mg^{2+} আয়নের জলীয় দ্রবণে কোনো দ্রবণীয় কার্বোনেট লবণ যোগ করলে ধাতুগুলোর স্বাভাবিক কার্বোনেট লবণ অধঃক্ষিপ্ত হয়।

১৪। ল্যাবরেটরিতে কিভাবে সায়ানোজেন গ্যাস প্রস্তুত করা যায়? ক্লোরিনের ধর্মের সাথে সায়ানোজেনের ধর্মের সাদৃশ্য দেখানোর জন্য দুটি বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও।

১৫। নিচের বিক্রিয়াগুলোর সমীকরণ লিখ:

(ক) $CO + S$, (খ) $CO + Cl_2$, (গ) $CO + Ni$, (ঘ) $CO + Fe_2O_3$

১৬। কারণ ব্যাখ্যা কর, কেন CO_2 একটি গ্যাস কিন্তু SiO_2 একটি উচ্চ গলনাংকবিশিষ্ট কঠিন পদার্থ।

১৭। CH_4 এবং CCl_4 পানির দ্বারা আর্দ্র বিশ্লেষিত হয় না, কিন্তু SiH_4 এবং $SiCl_4$ অতি দ্রুত পানি দ্বারা আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়। কারণ ব্যাখ্যা কর।

১৮। বিভিন্ন প্রকার কার্বাইড যৌগের শ্রেণীবিভাগ উদাহরণসহ আলোচনা কর।

১৯। কার্বন ডাইসালফাইড কিভাবে প্রস্তুত করা যায়? ক্লোরিনের সাথে এর বিক্রিয়ার সমীকরণ লিখ। C এবং S উভয় পরমাণুর মাধ্যমে CS_2 কিভাবে ধাতুর সাথে লিগ্যান্ড হিসেবে যুক্ত হয় তা একটি উদাহরণ দিয়ে দেখাও।

২০। গ্রাফাইট যৌগগুলোর শ্রেণীবিভাগ উদাহরণসহ আলোচনা কর এদের ধর্মের পার্থক্যের কারণ ব্যাখ্যা কর।

২১। সিলিকা থেকে কিভাবে অতি বিশুদ্ধ সিলিকন প্রস্তুত করা যায়? এরূপ সিলিকন কি কাজে ব্যবহৃত হয়?

২২। $Si = C$ $p_{\pi} - p_{\pi}$ বন্ধনযুক্ত দুটি যৌগের উদাহরণ দাও। এগুলো কিভাবে প্রস্তুত করা যায়?

২৩। N এর সাথে Si কিভাবে $p_{\pi} - d_{\pi}$ বন্ধন গঠন করে তা অরবিটাল চিত্র একে দেখাও। H_3SiNCs যৌগে $SiNCs$ পরমাণুগুলো এক সরলরেখা বরাবর অবস্থিত থাকে, কিন্তু H_3CNCS যৌগে $CNCS$ পরমাণুগুলো এক সরলরেখায় অবস্থিত থাকে না। কারণ ব্যাখ্যা কর।

২৪। $(H_3Si)_3N$ একটি সমতল অণু এবং দুর্বল ক্ষার, কিন্তু $(H_3C)_3N$ একটি পিরামিড আকৃতির অণু এবং মোটামুটি সর্বল ক্ষার। কারণ ব্যাখ্যা কর।

২৫। SiH_4 প্রস্তুতির দুটি পদ্ধতি বর্ণনা কর এবং CH_4 এর রাসায়নিক ধর্মের সাথে এর রাসায়নিক ধর্মের তুলনা কর।

২৬। বিভিন্ন প্রকার সিলিকেট যৌগের গাঠনিক কঠনমো আঁক এবং প্রত্যেক প্রকার কঠনমোযুক্ত একটি করে যৌগের উদাহরণ দাও।

২৭। পাইরোজিন এবং অ্যামফিবোল শিকল কিভাবে গঠিত হয় তা চিত্রসহ ব্যাখ্যা কর। এরূপ পদার্থগুলোকে বহু প্রয়োগ করে সহজে লম্বা সূতার মতো আশে বিভক্ত করা যায়, কিন্তু আশগুলো সহজে ছেঁড়া যায় না। কারণ ব্যাখ্যা কর।

২৮। জিওলাইটগুলো কিভাবে আয়ন বিনিময়কারী রেজিন হিসেবে কাজ করে তা ব্যাখ্যা কর।

২৯। সিলিকনের কয়েকটি জটিল যৌগের গাঠনিক চিত্র একে দেখাও।

৩০। একটি সিলিকেন যৌগের গঠন একে দেখাও। এটি কিভাবে প্রস্তুত করা যায়।

৩১। সিলিকোন বলতে কি বুঝায়? এরূপ যৌগ গঠনের জন্য সাধারণত R_2SiCl_2 , $RSiCl_3$ এবং R_3SiCl যৌগগুলোর একটি নির্দিষ্ট অনুপাতের মিশ্রণের আর্দ্র বিশ্লেষণ ঘটানো হয়। সিলিকন যৌগ গঠনে এরূপ সিলিকন হ্যালাইডগুলোর প্রতিটির ভূমিকা ব্যাখ্যা কর।

৩২। জৈব সিলিকন হ্যালাইড যৌগ কিভাবে প্রস্তুত করা হয়। এগুলো কি কাজে ব্যবহার করা হয়?

৩৩। সিলিকোনসমূহের কয়েকটি ব্যবহার উল্লেখ কর।

৩৪। কার্বন এবং সিলিকনের রসায়নের তুলনা কর।

৩৫। কার্বন কখনো চারটির বেশি সমযোজী বন্ধন গঠন করে না, কিন্তু একই গ্রুপের মৌল হওয়া সত্ত্বেও সিলিকন সর্বোচ্চ ছয়টি সমযোজী বন্ধন গঠন করতে পারে। এরূপ পার্থক্যের কারণ কি?

৩৬। সিলিকনের তুলনায় টিন অনেক সহজে দ্বি-যোজী যৌগ গঠন করে কেন?

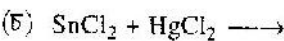
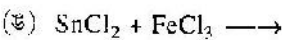
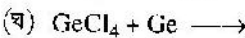
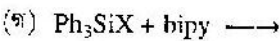
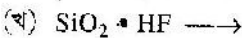
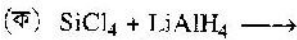
৩৭। GeO_2 থেকে কিভাবে অতি বিশুদ্ধ জার্মেনিয়াম প্রস্তুত করা যায়?

৩৮। SiH_4 প্রস্তুতির বিক্রিয়াটির সমীকরণ লেখ এবং ক্ষার দ্রবণে এটি কিভাবে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয় তা সমীকরণ লিখে দেখাও।

৩৯। পানি দ্বারা SiH_4 আংশিকভাবে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয় কেন?

৪০। জিওলাইট এবং আণবিক ঝাঁচ (molecular sieves)-গুলোর প্রকৃতি ব্যাখ্যা কর।

৪১। নিচের বিক্রিয়াগুলোর সমীকরণ লিখ :



৪২। রেড লেড কি?

৪৩। টাইসিলাইলঅ্যামিনের সমতল আকৃতির জন্য দায়ী পাইবন্ধনগুলো ঐকে দেখাও।

৪৪। নিচের উত্তরগুলো থেকে সঠিক উত্তরটি বেছে নাও :

(ক) সবচেয়ে বেশি সুস্থিত দ্বি-যোজী হ্যালাইড যৌগ কোনটি? $GeCl_2$, $SnCl_2$, $PbCl_2$

(খ) কোন হ্যালাইড যৌগটির অস্তিত্ব নেই? $SnCl_4$, $PbCl_4$, PbI_4

(গ) কোন অক্সাইড যৌগটি বিশুদ্ধ অ্যাসিডীয়? PbO_2 , SnO_2 , SiO_2

(ঘ) কোন অণুটির সন্নিবেশ সংখ্যা আর বাড়ানো সম্ভব নয়? CCl_4 , $SiCl_4$, $PbCl_4$

(ঙ) কোন যৌগটির ক্ষেত্রে আরো একটি সন্নিবেশ বন্ধন গঠন সম্ভব? SnF_5^- , CH_4 , PCl_6^-

৪৫। নিম্নলিখিত প্রতিটি ক্ষেত্রে সমতাপ্রাপ্ত সমীকরণ দাও :

- (ক) GeO_2 থেকে Ge প্রস্তুতি,
 (খ) ফ্লোরিনের সাথে সিলিকনের বিক্রিয়া,
 (গ) পিরিভিনের সাথে SnCl_4 এর বিক্রিয়া,
 (ঘ) GeCl_4 এর আর্দ্র বিশ্লেষণ,
 (ঙ) Sn^{4+} দ্রবণের আর্দ্র বিশ্লেষণ,
 (চ) SiF_4 এর আর্দ্র বিশ্লেষণ।

৪৬। $\text{GrVA}(14)$ মৌলগুলোর ক্যাটনেশন প্রবণত গ্রুপের নিচের দিক বরাবর ক্রমশে কমে যেতে থাকে কেন? তোমার উত্তর কয়েকটি উদাহরণসহ ব্যাখ্যা কর।

৪৭। সিলিকন এবং ফ্লোরিন থেকে আরম্ভ করে ক্রমান্বয়ে $[\text{SiF}_6]^{2-}$ অয়ন পাওয়া যায় ?

৪৮। $\text{Si} = \text{Si}$ দ্বি-বন্ধনযুক্ত একটি যৌগের গাঠনিক সংকেত আঁক।

৪৯। লেডের প্রধান ব্যবহারগুলো উল্লেখ কর।

৫০। নিচের বিকারকগুলোর সাথে লেডের বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও :

(ক) Cl_2 , (খ) O_2 , (গ) S , (ঘ) ঘন HNO_3

৫১। নিচের বিকারকগুলোর সাথে জার্মেনিয়ামের বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও :

(ক) Cl_2 , (খ) O_2 , (গ) S , (ঘ) ঘন HNO_3

৫২। উত্তপ্ত এবং গাঢ় ক্ষার দ্রবণের সাথে Ge , Sn এবং Pb এর বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও।

৫৩। SnO_2 এবং SnO এর উভধর্মী প্রকৃতি বিক্রিয়ার সাহায্যে দেখাও

৫৪। PbO_2 এবং PbO এর উভধর্মী প্রকৃতি প্রমাণের জন্য রাসায়নিক বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও।

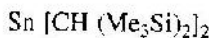
৫৫। বেড লেডের সংকেত লেখ। এ যৌগে Pb এর জারণ অবস্থা কি কি? ক্রমান্বয়ে যৌগটি প্রস্তুত করা যায়? এর কয়েকটি ব্যবহার উল্লেখ কর।

৫৬। GeS_2 যৌগের কেলাসে একে একটি লম্বা শিকল হিসেবে পাওয়া যায়। শিকলটির গাঠনিক চিত্র আঁকে দেখাও।

৫৭। নিচের জটিলগুলোর গাঠনিক চিত্র আঁকে দেখাও :

(ক) $[\text{GeCl}_6]^{2-}$, (খ) $[\text{Ge}(\text{acac})_3]^+$, (গ) $[\text{SnCl}_4(\text{en})]$, (ঘ) $\text{trans}-[\text{Sn}(\text{dmso})_2\text{Cl}_4]$, (ঙ) $\text{trans}-[\text{Ge}(\text{py})_2\text{Cl}_4]$

৫৮। নিচের যৌগটির লুইস কাঠামো আঁক :



যৌগটি আকৃতি কিরূপ?

৫৯। $\text{Ge}(\text{II})$, $\text{Sn}(\text{II})$ এবং $\text{Pb}(\text{II})$ সাইক্লোপেন্টাডাইনাইল লিগ্যান্ডের সাথে $\eta^5\text{-C}_5\text{H}_5\text{M}$ যৌগগুলো গঠন করে। এদের গাঠনিক কাঠামো আঁক।

৬০। নিচে উল্লেখিত জৈবধাতব যৌগগুলোর গাঠনিক কাঠামো ঠেকে দেখাও :

(ক) Sn_2Me_6 , (খ) $\text{Me}_3\text{Sn}\{\text{Mn}(\text{CO})_4\}$, (গ) $\text{Bu}_3\text{Sn}\{(\eta^5\text{-C}_5\text{H}_5)\text{Fe}(\text{CO})_2\}_2$,
(ঘ) $\text{Sn}_6\text{Me}_{12}$, (ঙ) $\text{Sn}(\text{C}_5\text{H}_5)_4$

৬১। টিন স্টোন থেকে কিভাবে টিন নিষ্কাশন করা হয়? অবিশুদ্ধ টিন কিভাবে বিশুদ্ধ করা হয়? নিচের বিকারকগুলোর সাথে টিনের বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও :

(ক) HCl , (খ) HNO_3 , (গ) NaOH

৬২। টিনের ব্যবহারগুলো উল্লেখ কর।

৬৩। PbCl_2 এবং PbCl_4 যৌগে উপস্থিত রাসায়নিক বন্ধনগুলোর প্রকৃতি তুলনা কর।

৬৪। $\text{Pb}(\text{OH})_2$ এর উভধর্মী প্রকৃতি প্রমাণ করার জন্য রাসায়নিক বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও।

৬৫। গ্যালেনা থেকে লেড নিষ্কাশন পদ্ধতি সংক্ষেপে বর্ণনা কর। লেডের কয়েকটি অ্যালয় উল্লেখ কর।

৬৬। কারণ ব্যাখ্যা কর :

(ক) SnCl_2 একটি কঠিন পদার্থ, কিন্তু SnCl_4 একটি তরল পদার্থ।

(খ) $\text{Si}-\text{Cl}$ বন্ধন $\text{C}-\text{Cl}$ বন্ধন অপেক্ষা অধিক শক্তিশালী। তবুও SiCl_4 সহজে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়, কিন্তু CCl_4 আর্দ্র বিশ্লেষিত হয় না।

(গ) CCl_4 লুইস এসিড নয়, কিন্তু SiCl_4 এবং SnCl_4 লুইস এসিড হিসেবে কাজ করে।

(ঘ) $[\text{CF}_6]^{2-}$ আয়ন গঠিত হয় না, কিন্তু $[\text{SiF}_6]^{2-}$ আয়ন গঠিত হয়।

(ঙ) PbI_2 বাদে লেড অন্য সবগুলো টেট্রাহ্যালাইড গঠন করে।

(চ) সিলিকনের ক্যাটিশন ধর্ম কার্বনের ক্যাটিশন ধর্ম অপেক্ষা অনেক কম।

(ছ) CO_2 একটি গ্যাস কিন্তু SiO_2 একটি কঠিন পদার্থ।

(জ) জলীয় দ্রবণে SiCl_4 সম্পূর্ণরূপে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়, কিন্তু SiF_4 আংশিকভাবে আর্দ্রবিশ্লেষিত হয়।

(ঝ) সিলিকন সহজে $p_\pi-p_\pi$ বন্ধন গঠন করে না, কিন্তু $d_\pi-p_\pi$ বন্ধন গঠন করে।

(ঞ) H_3SiNCs যৌগে SiNCs গ্রুপটি সরল রৈখিক কিন্তু H_3CNCs যৌগে CNCs গ্রুপটি কৌণিক।

ষষ্ঠ অধ্যায়

GrVA(15) মৌলসমূহ : নাইট্রোজেন, ফসফরাস, আর্সেনিক, অ্যান্টিমনি এবং বিসমাথ

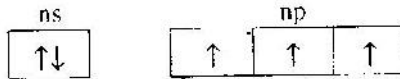
[GrVA(15) Elements : Nitrogen, Phosphorus, Arsenic, Antimony and Bismuth]

সাধারণ আলোচনা (General Remarks)

নাইট্রোজেন, ফসফরাস, আর্সেনিক, অ্যান্টিমনি ও বিসমাথ এ পাঁচটি মৌল পর্যায় সারণির GrVA(15) এর অন্তর্গত। পাঁচটি মৌলের মধ্যে নাইট্রোজেন এবং ফসফরাস অধাতু, আর্সেনিক এবং অ্যান্টিমনি অপধাতু (metalloid) এবং বিসমাথ ধাতু। ৬.১ সারণিতে মৌলগুলোর ইলেকট্রন বিন্যাস এবং ৬.২ সারণিতে এদের কতিপয় পারমাণবিক এবং ভৌত ধর্মের উল্লেখ করা হয়েছে।

নাইট্রোজেনের আকার গ্রুপের অন্য মৌলগুলোর আকারের তুলনায় অতি ক্ষুদ্র। আকারের পার্থক্যই নাইট্রোজেনের সাথে অন্য মৌলগুলোর ধর্মের পার্থক্যের মূল কারণ।

এ গ্রুপের মৌলগুলো দ্বারা গঠিত অধিকাংশ যৌগই সমযোজী প্রকৃতির। মৌলগুলোর যোজনী স্তরের ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ :



অন্য মৌলের সাথে তিনটি ইলেকট্রন শেয়ার করে এরা সহজে তিনটি সমযোজী বন্ধন গঠন করে এবং যোজনী স্তরের 'অকটেট' পূর্ণ করে। অপর কোনো পরমাণু বা আয়নকে মুক্ত জোড় ইলেকট্রন

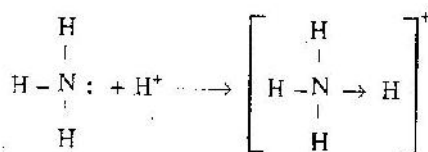
সারণি ৬.১ : GrVA(15) মৌলসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাস।

মৌল	পারমাণবিক সংখ্যা	ইলেকট্রন বিন্যাস
নাইট্রোজেন	7	$1s^2 2s^2 2p^3$ বা $[\text{He}] 2s^2 2p^3$
ফসফরাস	15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ বা $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
আর্সেনিক	33	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$ বা $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^3$
অ্যান্টিমনি	51	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^3$ বা $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^3$
বিসমাথ	83	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^3$ বা $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^3$

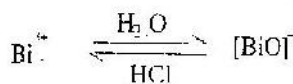
সারণি ৬.২ : GrVA(15) মৌলসমূহের কতিপয় পারমাণবিক এবং ভৌত ধর্ম।

মৌল	নাইট্রোজেন	ফসফরাস	অর্সেনিক	অ্যান্টিমনি	বিসমথ
পরিমাণবিক ব্যাসার্ধ (nm)	0.074	0.110	0.121	0.141	0.152
আয়নিক ব্যাসার্ধ M^{3+} (nm)			0.069	0.090	0.120
গলনাংক ($^{\circ}C$)	-210	44.1 (সাদ)		630	271
স্ফুটনাংক ($^{\circ}C$)	-196	280 (সাদ)	613 (উর্ধ্বপতন)	1380	1560
প্রথম আয়নিকরণ শক্তি ($kJ\ mol^{-1}$)	1403	1012	947	834	703
ইলেকট্রন আসক্তি $M+e^{-} \rightarrow M^{-}$ ($kJ\ mol^{-1}$)	+7	-72	-78	-101	-91.3
ইলেকট্রনগেটিভিটি (পলিং স্কেল)	3.0	2.1	2.0	1.9	1.9

দুটি দান করে সম্মিলিত বন্ধন গঠনের মাধ্যমে এরা চারটি বন্ধন গঠন করতে পারে। একটি উদাহরণ হলো NH_4^+ অয়ন।



যোজনী স্তরের পাঁচটি ইলেকট্রন মুক্ত করতে যে বিপুল পরিমাণ শক্তির প্রয়োজন হয় তা কোনে বাসায়নিক বিক্রিয়া থেকে পাওয়া যায় না, এজন্য এ গ্রুপের মৌলগুলো কখনো M^{3+} আয়ন গঠন করে না। তবে অ্যান্টিমনি এবং বিসমথ তিনটি ইলেকট্রন ত্যাগ করে M^{3+} আয়ন গঠন করতে পারে। N, P এবং As এর জন্য M^{3+} আয়ন গঠন করার আয়নিকরণ শক্তির মানও খুব বেশি, এজন্য এরা M^{3+} আয়ন গঠন করে না। SbF_5 এবং BiF_5 উভয়েই আয়নিক কঠিন পদার্থ। জলীয় দ্রবণে M^{3+} আয়নগুলো যথেষ্ট সুস্থিত নয়। তীব্র এসিডীয় দ্রবণে এরূপ আয়ন থাকতে পারে; এরা পানির সাথে আর্দ্র বিশ্লেষণ বিক্রিয়া করে ক্রান্ত অ্যান্টিমনি অক্সাইড আয়ন ShO^+ এবং বিসমথ অক্সাইড আয়ন BiO^+ গঠন করে। এসিড যোগ করে বিক্রিয়াটি বিপরীতমুখী করা যায়।

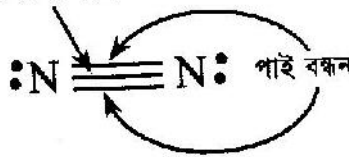


তিনটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে নাইট্রোজেন N^{3-} অয়ন গঠন করতে পারে। একপ অয়ন গঠন করার জন্য 2125 kJ mol^{-1} শক্তির প্রয়োজন হয়। এজন্য যেসব ধাতুর আয়নীকরণ শক্তির মান কম এবং আয়নিক নাইট্রাইড হইবার ল্যাটিস শক্তির মান খুব বেশি কেবল তারই আয়নিক নাইট্রাইড গঠন করে। উদাহরণ : Li_3N , Be_3N_2 , Mg_3N_2 এবং Ca_3N_2 ; যদিও Na_3P এবং Na_3Bi সংকতবিশিষ্ট যৌগ রয়েছে, এরা আয়নিক যৌগ নয়।

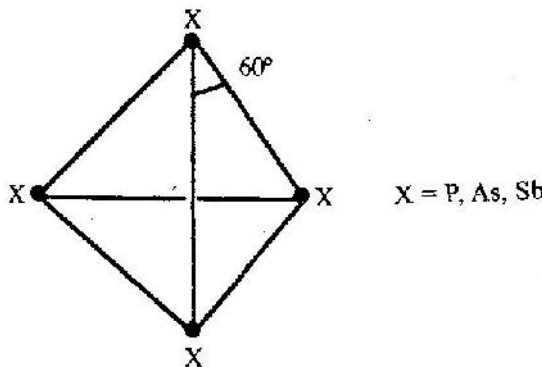
পরমাণুর দ্বিতীয় শক্তিস্তরে কেবল চারটি অরবিটাল (একটি s এবং তিনটি p অরবিটাল) উপস্থিত থাকে। এজন্য নাইট্রোজেন কখনো এর সম্মিলন সংখ্যা চার থেকে বেশি পেতে পারে না। ফলে অন্য কোনো অিগ্যান্ড থেকে ইলেকট্রন জোড় গ্রহণ করে নাইট্রোজেনের পক্ষে জটিল যৌগ গঠন করা সম্ভব নয়, কিন্তু এ গ্রুপের অন্য মৌলগুলো একপ জটিল গঠন করতে পারে। অতএব অন্য মৌলগুলোর সম্মিলন সংখ্যা ৫ অথবা ৬ হতে পারে। উদাহরণ : PCl_5 যৌগে P এর সম্মিলন সংখ্যা ৫ এবং $[PCl_6]^-$ আয়নে P এর সম্মিলন সংখ্যা ৬। নাইট্রোজেন বদে এ গ্রুপের অন্য মৌলগুলোর যোজনী স্তরে পাঁচটি ফাঁকা d অরবিটাল উপস্থিত থাকে। সম্মিলন বন্ধন গঠনের জন্য এগুলো থেকে একটি অথবা দুটি d অরবিটাল অংশগ্রহণ করতে পারে। ফলে গঠিত যৌগে কেন্দ্রীয় পরমাণুর সম্মিলন সংখ্যা ৫ অথবা ৬ হয়।

এ গ্রুপের অন্য মৌলগুলোর সাথে নাইট্রোজেনের আর একটি পার্থক্য হলো নাইট্রোজেন শক্তিশালী p_x-p_x বন্ধন গঠন করতে পারে, কিন্তু অন্য কোনো মৌল একপ সুস্থিত p_x-p_x বন্ধন গঠন করে না। দুটি N পরমাণুর মধ্যে একটি σ এবং দুটি π বন্ধন গঠনের মাধ্যমে N_2 অণু গঠিত হয়।

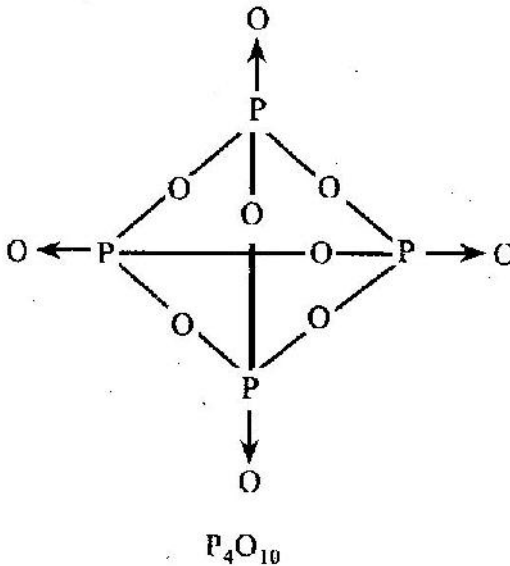
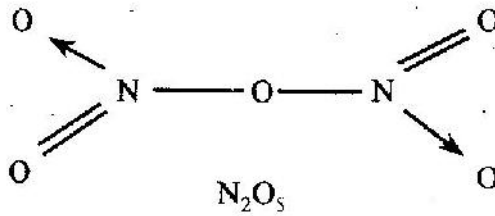
সিগমা বন্ধন



$N \equiv N$ বন্ধন অত্যন্ত সুস্থিত ($945.4 \text{ kJ mol}^{-1}$), এজন্য কক্ষ তাপমাত্রায় নাইট্রোজেন খুবই নিষ্ক্রিয়। বহু-বন্ধন গঠন করতে পারে না বলে গ্রুপের অবশিষ্ট মৌলগুলো সরল X_2 অণু গঠন করে না। এরা চতুস্তলকীয় X_4 অণু গঠন করে যেখানে প্রতিটি পরমাণু অপর তিনটি পরমাণুর সাথে এক জোড় করে ইলেকট্রন শেয়ার করে তিনটি সমযোজী বন্ধন গঠন করে। একপ চতুস্তলকীয় অণুতে তিনটি পরমাণুর মধ্যে গঠিত বন্ধন শেয়ারের মন 60° হয়।



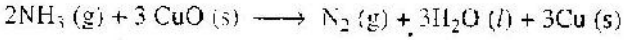
p_p-p_p বন্ধন গঠন করে নাইট্রোজেন অনেকগুলো যৌগ গঠন করে, যাদের অনুরূপ যৌগ এ ক্ষেত্রে অন্য মৌলগুলো গঠন করতে পারে না। উদাহরণ : নাইট্রেটসমূহ NO_3^- , নাইট্রাইটসমূহ NO_2^- , অক্সাইডসমূহ N_2O , নাইট্রোজেনের বিভিন্ন অক্সাইড যৌগ N_2O , NO , NO_2 , N_2O_4 , সায়ানাইডসমূহ CN^- এবং আভো ও ডায়াজো যৌগসমূহ। p_p-p_p বন্ধন গঠনের কারণে N_2O_5 এবং N_2O_7 যৌগ দুটি মনোমার (monomer) হিসেবে অবস্থান করে, কিন্তু p_p-p_p বন্ধন গঠন করতে না পারার কারণে অন্য মৌলগুলোর টাইঅক্সাইড এবং পেন্টোক্সাইড যৌগগুলো ডাইমার (dimer) হিসেবে অবস্থান করে।



উৎস, নিষ্কাশন এবং ব্যবহার (Occurrence, Extraction and Uses)

নাইট্রোজেন (Nitrogen) : বাতাসের আয়তনের প্রায় ৭৪% হলো নাইট্রোজেন। এটি স্কল হীকেলের একটি অত্যাবশ্যকীয় উপাদান। সু-হকে চিলি সল্টপিটার ($NaNO_3$), নাইটার (KNO_3) ইত্যাদি যৌগে প্রচুর পরিমাণ নাইট্রোজেন থাকে।

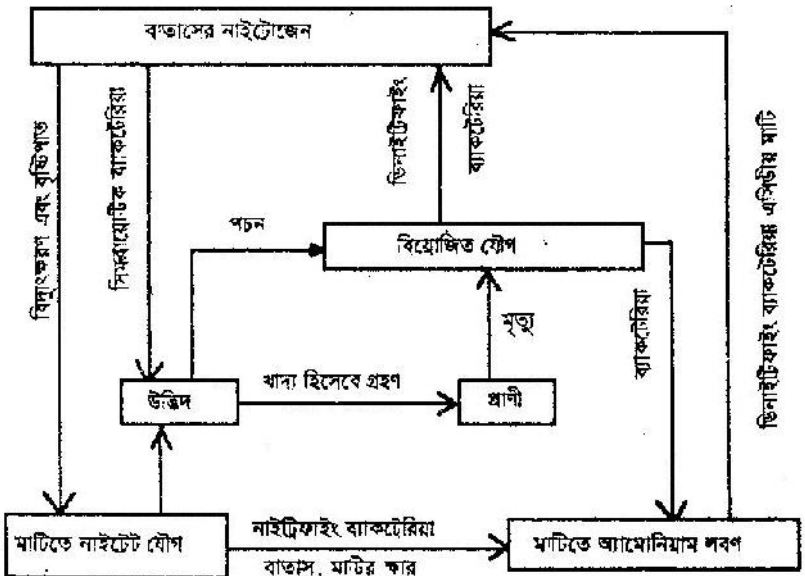
উণ্ডপ কপাব (II) অক্সাইডের উপর দিয়ে শুষ্ক অ্যামোনিয়া চালনা করলে নাইট্রোজেন পাওয়া যায় :



শিল্পক্ষেত্রে তরল বাতাসকে পাতন করে নাইট্রোজেন পাওয়া যায়। তরল বাতাসকে ধীরে ধীরে উত্তপ্ত করলে -196°C তাপমাত্রায় নাইট্রোজেন পাতিত হয়

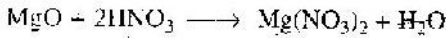
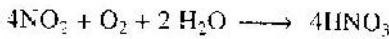
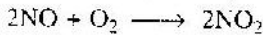
অ্যামোনিয়া এবং নাইট্রিক এসিড প্রস্তুতির জন্য নাইট্রোজেন ব্যবহৃত হয়। ল্যাবরেটরিতে যে সব বিক্রিয়া অক্সিজেনের উপস্থিতিতে ঘটানো যায় না সেগুলো নাইট্রোজেনের নিষ্ক্রিয় আবহাওয়ায় ঘটানোর জন্য নাইট্রোজেন গ্যাস ব্যবহার করা হয়। গ্যাস-তরল ক্রোমোটোগ্রাফীতে নাইট্রোজেনকে একটি বৃহৎ গ্যাস হিসেবে ব্যবহার করা হয়। যেখানে অতি নিম্ন তাপমাত্রা সৃষ্টি করা প্রয়োজন সেখানে তরল নাইট্রোজেন ব্যবহার করা হয়।

উদ্ভিদ এবং প্রাণীদের গঠনের জন্য নাইট্রোজেন যৌগগুলো — বিশেষ করে বিভিন্ন প্রকার প্রোটিন — গুরুত্বপূর্ণ ভূমিকা পালন করে। গাছপালা মাটি থেকে নাইট্রোজেন সংগ্রহ করে তা প্রোটিনে পরিণত করে এবং প্রাণীসমূহ উদ্ভিদ খেয়ে তাদের প্রোটিন পায়। মৃত্যুর পর গাছপালা এবং প্রাণীদের থেকে নাইট্রোজেন যৌগ মাটিতে বিশেষ করে যার কিছু অংশ ভেঙে গিয়ে মুক্ত নাইট্রোজেন হিসেবে বাতাসে ফিরে আসে। মাটিতে নাইট্রোজেন যৌগের ঘাটতি থাকলে কৃষি কাজের জন্য অবশ্যই দার হিসেবে বিভিন্ন প্রকার নাইট্রোজেন যৌগ মাটিতে প্রয়োগ করা প্রয়োজন। বাতাস নাইট্রোজেনের ভাণ্ডার হিসেবে কাজ করে যার মধ্যে নাইট্রোজেন চক্রের মাধ্যমে নাইট্রোজেনের পরিমাণ সর্বদা স্থির থাকে। ৬.১ চিত্রে নাইট্রোজেন চক্র দেখানো হয়েছে।



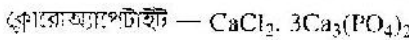
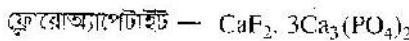
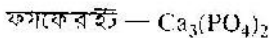
চিত্র ৬.১ : নাইট্রোজেন চক্র।

আকাশে বিদ্যুৎকরণের সময় যে প্রচণ্ড তাপের উদ্ভব হয় তা'র ফলে বাতাসের অক্সিজেন এবং নাইট্রোজেন মিলিত হয়ে নাইট্রিক অক্সাইড গঠন করে। অতঃপর এটি আরে অক্সিজেনের সাথে বিক্রিয়া করে নাইট্রোজেন তই-অক্সাইড গঠন করে। এ নাইট্রোজেন ডাইঅক্সাইড, অক্সিজেন এবং বৃষ্টির পানি মিলিত হয়ে নাইট্রিক এসিড গঠন করে যা বৃষ্টির পানির সাথে মাটিতে নেমে আসে। মাটির ক্ষারকের সাথে নাইট্রিক এসিড বিক্রিয়া করে নাইট্রেট লবণ সৃষ্টি করে। এভাবেই বাতাসের নাইট্রোজেন মাটিতে নাইট্রেট লবণ হিসেবে মিশে যায়।



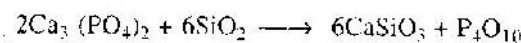
গাছপালা মাটি থেকে নাইট্রেট লবণ হিসেবে নাইট্রোজেন গ্রহণ করে এবং উদ্ভিজ্জ প্রোটিন গঠন করে। মানুষ এবং তৃণভোজী প্রাণী উদ্ভিদ থেকে প্রোটিন হিসেবে নাইট্রোজেন পায়। উদ্ভিদ এবং প্রাণীর মৃত্যুর পর তাদের দেহ বিয়োজিত হয়ে নাইট্রোজেন যৌগ গঠন করে যা থেকে এক প্রকার ডিনাইট্রোসাইং ব্যাকটেরিয়া মুক্ত নাইট্রোজেন সৃষ্টি করে বাতাসে মিশিয়ে দেয়। এভাবেই বাতাসের নাইট্রোজেন মাটি এবং জীবদেহ ঘুরে পুনরায় বাতাসে ফিরে যায়। অবশ্য এক প্রকার সিমবায়োটিক ব্যাকটেরিয়ার সাহায্যে সিম জাতীয় উদ্ভিদ সরাসরি বাতাসের নাইট্রোজেন গ্রহণ করে এবং দুই ধরনের ব্যাকটেরিয়ার ঐন্ডায় মাটির কিছু পরিমাণ নাইট্রেট লবণও মুক্ত নাইট্রোজেনে পরিণত হয়ে বাতাসে ফিরে যায়।

ফসফরাস (Phosphorus) : ফসফরাস একটি সক্রিয় মৌল হওয়ায় একে প্রকৃতিতে মুক্ত অবস্থায় পাওয়া যায় না। এর তিনটি প্রধান আকারিক হলো :



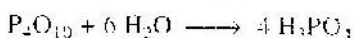
ফসফরাস সকল প্রাণিদেহের একটি উল্লেখযোগ্য এবং অত্যাবশ্যকীয় উপাদান। হাড় এবং দাঁতের অনুমানিক 60% হলো $Ca_3(PO_4)_2$ অথবা $CaF_2 \cdot 3Ca_3(PO_4)_2$ । সাধারণ স্বাস্থ্যের এধিকারী একজন পূর্ণ বয়স্ক মানুষের দেহে প্রায় 3.5 kg ক্যালসিয়াম ফসফেট থাকে। তু ক্রমেক প্রাচুর্যের দিক থেকে সকল মৌলের মধ্যে ফসফরাসের অবস্থান এগারতম।

ক্যালসিয়াম ফসফেটকে উচ্চ তাপমাত্রায় (1400 - 1500°C) কার্বন দ্বারা বিজারণ করলে ফসফরাস পাওয়া যায়। বিক্রিয়া মিশ্রণে বালি (সিলিকা SiO_2) মিশানো হয় যাতে গলিত ধাতু মল হিসেবে ক্যালসিয়াম মুক্ত হয় এবং ফসফেট যৌগ থেকে P_4O_{10} হিসেবে ফসফরাস মুক্ত হয়। এই P_4O_{10} কার্বন দ্বারা বিজারিত হয়ে ফসফরাস উৎপন্ন করে।



বিক্রিয়ায় তাপমাত্রায় ফসফরাস বাষ্প হিসেবে কার্বন মনোক্সাইড দ্বারা বাহিত হয়ে বেহ হয়ে আসে। একে পানির নিচে শীতল করে কঠিন করা হয় এবং পানির নিচেই সংরক্ষণ করা হয়, কারণ বাতাসের সংস্পর্শে ফসফরাস সহজেই জ্বলে উঠে।

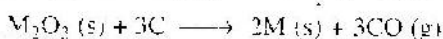
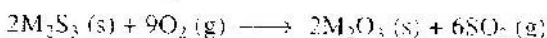
ফসফরাসের প্রধান ব্যবহার হলো ফসফোরিক এসিড প্রস্তুতিতে: প্রায় ৯৫% ফসফরাস এজন্য ব্যবহৃত হয়। প্রায় 10% ফসফরাস P_4S_{10} এবং P_4S_3 যৌগ প্রস্তুতিতে ব্যবহৃত হয়। দিগাশলাই প্রস্তুতিতে P_4S_3 এবং P-S বন্ধনযুক্ত জৈব যৌগ প্রস্তুতিতে P_4S_{10} ব্যবহৃত হয়।



$POCl_3$ এবং ফসফর ব্রোমিড (Cu, Sn, P) প্রস্তুতির জন্যও ফসফরাস ব্যবহৃত হয়।

আর্সেনিক, অ্যান্টিমনি এবং বিসমাথ (Arsenic, Antimony and Bismuth) :
আর্সেনিক, অ্যান্টিমনি এবং বিসমাথ খুব বেশি পাওয়া যায় না। অন্যান্য আকর্ষিকের সাথে এরা অল্প পরিমাণে সালফাইড হিসেবে উপস্থিত থাকে। আর্সেনিক এবং অ্যান্টিমনি যৌগগুলো খুবই বিষাক্ত।

সালফাইড যৌগগুলোকে বাতাসে উত্তপ্ত করলে এরা অক্সাইড যৌগ গঠন করে। এ অক্সাইড যৌগগুলোকে কার্বন দ্বারা বিজারণ করে মুক্ত মৌল পাওয়া যায়।

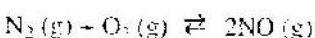
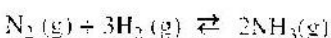


লেড ধাতুকে শক্ত করার জন্য এর সাথে কিছু পরিমাণ আর্সেনিক মিশিয়ে অ্যালয় প্রস্তুত করা হয়। তিন এবং লোডের সাথে কিছু পরিমাণ অ্যান্টিমনি মিশিয়ে এ ধাতুগুলো শক্ত করা হয়। কীটপতঙ্গ ধ্বংস করার বিষ প্রস্তুতের জন্য বিভিন্ন আর্সেনিক যৌগ ব্যবহার করা হয়। নিম্ন গলনাংকবিশিষ্ট হাত অ্যালয় প্রস্তুতের জন্য বিসমাথ ব্যবহার করা হয়, উদাহরণস্বরূপ Bi, Pb, Sn এবং Cd মিশিয়ে একটি অ্যালয় প্রস্তুত করা হয় যার গলনাংক আনুমানিক $70^\circ C$ ।

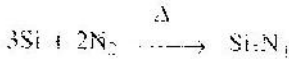
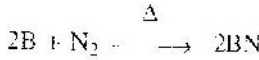
ধর্ম এবং রাসায়নিক সক্রিয়তা (Properties and Chemical Reactivity)

নাইট্রোজেন (Nitrogen) : নাইট্রোজেন একটি বর্ণহীন এবং গন্ধহীন দ্বি-পরমাণুক গ্যাস। এটি $-196^\circ C$ তাপমাত্রায় তরলে এবং $-210^\circ C$ তাপমাত্রায় কঠিনে পরিণত হয়। রাসায়নিকভাবে এটি মেটামুটি নিষ্ক্রিয়, কারণ $N = N$ বন্ধন শক্তির মান খুবই উচ্চ (946 kJ mol^{-1})।

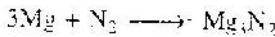
উচ্চ চাপে এবং উচ্চ তাপমাত্রায় আয়রন প্রভাবকের উপস্থিতিতে নাইট্রোজেন হাইড্রোজেনের সাথে বিক্রিয়া করে অ্যামোনিয়া গ্যাস উৎপন্ন করে। অতি উচ্চ তাপমাত্রায় অক্সিজেনের সাথে বিক্রিয়া করে নাইট্রিক অক্সাইড উৎপন্ন করে।



উচ্চ তাপমাত্রায় নাইট্রোজেন অন্যান্য কয়েকটি অধা ওষ মৌলের সাথে বিক্রিয়া করে সমযোজী নাইট্রাইড যৌগ গঠন করে। উদাহরণ :



লিথিয়াম এবং GrIIA(2) ধাতুগুলো সঠিক অবস্থায় সঙ্গায়িত নাইট্রোজেনের সাথে বিক্রিয়া করে আয়নিক নাইট্রাইড যৌগ উৎপন্ন করে

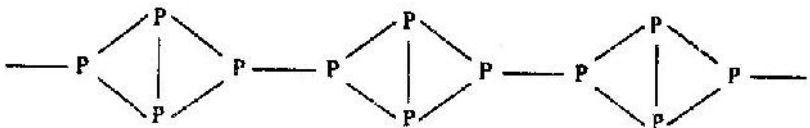


কয়েকটি অবস্থান্তর ধাতুও চূর্ণ অবস্থায় উচ্চ তাপমাত্রায় নাইট্রোজেন গ্যাসের সাথে বিক্রিয়া করে ইন্টারস্টিসিয়াল (interstitial) নাইট্রাইড যৌগ গঠন করে। এরূপ যৌগে অবস্থান্তর ধাতুর ল্যাটিসের ফাঁকা স্থানগুলোতে বিভিন্ন পরিমাণে নাইট্রোজেন পরমাণু প্রবেশ করে। ফলে এগুলোতে ধাতু এবং নাইট্রোজেনের মধ্যে কোনো সুনির্দিষ্ট অনুপাত থাকে না, তাই এরা সুনির্দিষ্ট অনুপাতবিহীন (nonstoichiometric) যৌগ।

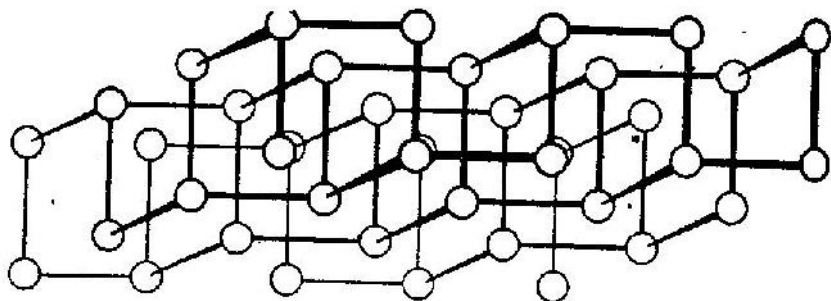
ফসফরাস (Phosphorus) : সাধারণ তাপমাত্রায় ফসফরাস কঠিন অবস্থায় থাকে। এর তিনটি রূপভেদ আছে : সাদা ফসফরাস, লাল ফসফরাস এবং কাল ফসফরাস।

ফসফরাস বাষ্পকে শীতল করলে সাদা ফসফরাস পাওয়া যায়। এটি মোমের মতো নরম। চারটি ফসফরাস পরমাণু একটি চতুস্তলকের চারটি কৌণিক বিন্দুতে অবস্থিত হয়ে প্রত্যেকেই অপর তিনটি ফসফরাস পরমাণুর সাথে একক সমযোজী বন্ধন সৃষ্টি করে P_4 অণু গঠন করে। এই P_4 অণুগুলো দুর্বল ভ্যানডার ওয়ালস বল দ্বারা আকর্ষিত হয়ে সাদা ফসফরাসের নরম, কঠিন অবস্থা গঠন করে। সাদা ফসফরাস খুবই সক্রিয়।

সাদা ফসফরাসে অত্যন্ত ধীর গতিতে ৩৬শ লাল ফসফরাসে পরিণত হয়। তাপমাত্রা বাড়ালে এ প্রক্রিয়াটি দ্রুত হয়। বাস্তবিকভাবে সাদা ফসফরাসকে বাতাসের অনুপস্থিতিতে কয়েকদিন 270°C তাপমাত্রায় উত্তপ্ত রেখে লাল ফসফরাস উৎপন্ন করা হয়। এটি একটি পলিমার এবং সাদা ফসফরাস থেকে অনেক কম সক্রিয়। এটি বাতাসে সৃষ্টিত এবং কেবল 400°C তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করলে ছলে ওঠে। একে পানির নিচে রাখার প্রয়োজন হয় না। জৈব প্রাবল্যগুলোতে এটি অরবণীয়। P_4 চতুস্তলকগুলোর একটি $P-P$ বন্ধন ভেঙে গিয়ে P_4 এককগুলো একটি লম্বা শিকল বা বলয় গঠনের মাধ্যমে লাল ফসফরাসের পলিমার সৃষ্টি করে যা নিচে দেখানো হয়েছে :

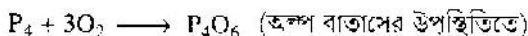
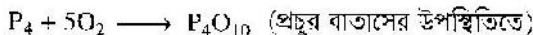


সাদা ফসফরাসকে উচ্চ চাপে রেখে উত্তপ্ত করলে ফসফরাসের একটি অতি উচ্চ পলিমার গঠিত হয়। এর রং কাল বলে একে কাল ফসফরাস বলা হয়। ফসফরাসের তিনটি রূপের মধ্যে এটি সবচেয়ে বেশি স্থিতিশীল। রাসায়নিকভাবে এটি নিষ্ক্রিয়। এর একটি স্তরীভূত গাঠনিক বিন্যাস (layer structure) রয়েছে (চিত্র ৬.২) :



চিত্র ৬.২ : কাল ফসফরাসের গাঠনিক বিন্যাস - কাল ফসফরাসের কোনো ফসফরাস পরমাণুগুলা স্তর খেলানে তলে বিন্যস্ত থাকে।

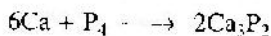
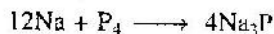
বাতাসে রাখলে সাদা ফসফরাসে আগুন ধরে যায় এবং P_4O_6 ও P_4O_{10} যৌগ গঠিত হয়



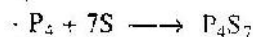
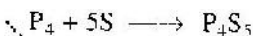
সবগুলো হ্যালাজেন মৌলের সাথে ফসফরাস সরাসরি বিক্রিয়া করে PX_3 ($X =$ হ্যালাজেন) যৌগ গঠন করে।



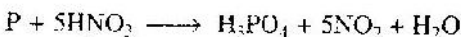
গ্রুপ IA(1) এবং IIA(2) ধাতুসমূহ ফসফরাসের সাথে উত্তপ্ত করলে ধাতব ফসফাইড গঠন করে।



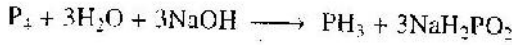
সালফারের সাথে উত্তপ্ত করলে বিক্রিয়কগুলোর অনুপাতের উপর নির্ভর করে P_4S_3 , P_4S_5 , P_4S_7 এবং P_4S_{10} যৌগগুলো গঠিত হয়।



যদি HNO_3 এর সাথে উত্তপ্ত করলে সাদা ফসফরাস থেকে ফসফোরিক এসিড উৎপন্ন হয়।

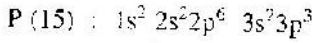
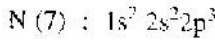


NaOH এর জলীয় দ্রবণের সাথে সাদা ফসফরাস উত্তপ্ত করলে ফসফিন গ্যাস পাওয়া যায়।



নাইট্রোজেন এবং ফসফরাসের ধর্মের তুলনা (Comparison of the Properties of Nitrogen and Phosphorus)

সাদৃশ্য : (১) নাইট্রোজেন এবং ফসফরাস উভয়ই পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস স্ববহিঃস্থ শক্তিস্তরে পাঁচটি করে ইলেকট্রন থাকে।



(২) নাইট্রোজেন এবং ফসফরাস উভয়েই অধাতব মৌল।

(৩) নাইট্রোজেন এবং ফসফরাস উভয়েই প্রধানত সমযোজী যৌগ গঠন করে এবং উভয় মৌলের প্রধান যোজ্যতা ৩।

(৪) হাইড্রোজেনের সাথে উভয়েই সুস্থিত হাইড্রাইড যৌগ গঠন করে। উদাহরণ : NH_3 এবং PH_3 । উভয়ের হাইড্রাইড যৌগ ক্ষারধর্মী।

(৫) হাইড্রোজেনের সাথে মুক্ত হয়ে উভয়ে একই ধরনের ধনাত্মক আয়ন গঠন করে। উদাহরণ : NH_4^+ আয়ন এবং PH_4^+ আয়ন।

বৈসাদৃশ্য : (১) নাইট্রোজেনকে মুক্ত অবস্থায় পাওয়া যায়, কিন্তু ফসফরাসকে কখনো মুক্ত অবস্থায় পাওয়া যায় না। মূলত GrVA(15) এর ফসফরাসই একমাত্র মৌল যাকে মুক্ত অবস্থায় পাওয়া যায় না।

(২) নাইট্রোজেন খুবই নিষ্ক্রিয়, কিন্তু ফসফরাসের সাদা রূপটি অত্যন্ত সক্রিয়।

(৩) নাইট্রোজেন দ্বি-পরমাণুক অণু গঠন করে, কিন্তু ফসফরাস অণুতে চারটি ফসফরাস পরমাণু থাকে।

(৪) নাইট্রোজেন অণুতে দুটি নাইট্রোজেনের মধ্যে ত্রি-বন্ধন উপস্থিত থাকে, কিন্তু ফসফরাস অণুতে ফসফরাস পরমাণুগুলোর মধ্যে কেবল একক বন্ধন উপস্থিত থাকে।

(৫) নাইট্রোজেন অক্সিজেনের সাথে কেবল অতি উচ্চ তাপমাত্রায় ($1500-1600^\circ C$) বিক্রিয়া করে, কিন্তু সাদা ফসফরাস সাধারণ তাপমাত্রায় বাতাসে জ্বলে ওঠে।

(৬) নাইট্রোজেন N^{3-} আয়ন গঠন করে। উদাহরণ : $(Li^+)_3 (N^{3-})$, $(Ca^{2+})_3 (N^{3-})_2$ এবং $(Mg^{2+})_3 (N^{3-})_2$; ফসফরাস কখনো P^{3-} আয়ন গঠন করে না, যেমন Na_3P প্রকৃতপক্ষে কোনো আয়নিক যৌগ নয়।

(৭) HNO_3 এবং HNO_2 শক্তিশালী জারক পদার্থ, কিন্তু H_3PO_4 এবং H_3PO_3 অতি মৃদু জারক পদার্থ।

(৮) NH_3 এর বিজারণ ধর্ম খুব কম, কিন্তু PH_3 একটি শক্তিশালী বিজারক পদার্থ।

(৯) নাইট্রোজেন সহজে $p_\pi-p_\pi$ বন্ধন গঠন করতে পারে, কিন্তু ফসফরাস এরূপ $p_\pi-p_\pi$ বন্ধন গঠন করতে পারে না। $p_\pi-p_\pi$ বন্ধন গঠন করে নাইট্রোজেন অনেকগুলো যৌগ গঠন করে।

যাদের অনুরূপ যৌগ ফসফরাস গঠন করে না। উদাহরণ : নাইট্রেটসমূহ NO_3^- ; নাইট্রাইটসমূহ NO_2^- ; অ্যাজাইডসমূহ N_3^- ; নাইট্রোজেনের বিভিন্ন অক্সাইড যৌগ N_2O , NO , NO_2 , N_2O_4 ; সায়নাইডসমূহ CN^- ; এবং অ্যাজে ও ডায়াজো যৌগসমূহ।

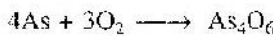
(১০) নাইট্রোজেনের যোজনীস্তরে কেবল s এবং p অরবিটাল আছে। এ অরবিটালগুলো ব্যবহার করে নাইট্রোজেন সর্বোচ্চ চারটি বন্ধন গঠন করতে পারে (উদাহরণ : NH_4^+ আয়ন)। কিন্তু ফসফরাসের যোজনীস্তরে s এবং p অরবিটাল ছাড়াও ফাঁকা d অরবিটাল উপস্থিত থাকে। ফলে ফসফরাস সর্বোচ্চ ছয়টি বন্ধন গঠন করতে পারে (উদাহরণ : PF_6^-)।

(১১) নাইট্রোজেন পরমাণুতে কোনো d অরবিটাল উপস্থিত না থাকায় NR_3 যৌগগুলো নাইট্রোজেনের নিষ্কন্দ ইলেকট্রন জোড় ব্যবহার করে অধঃস্তর ধাতুর সাথে কেবল সিগমা বন্ধন গঠন করে দুর্বল লিগ্যান্ড হিসেবে কাজ করে। কিন্তু PR_3 যৌগগুলো ফসফরাসের নিষ্কন্দ ইলেকট্রন জোড় ব্যবহার করে অধঃস্তর ধাতুর সাথে সিগমা বন্ধন গঠন ছাড়াও ফসফরাসের ফাঁকা d অরবিটাল দিয়ে ধাতুর একটি ইলেকট্রনপূর্ণ d অরবিটালের সাথে অধিক্রমণ করে একটি পাই বন্ধন গঠন করতে পারে। ফলে PR_3 যৌগগুলো NR_3 যৌগগুলোর তুলনায় অনেক বেশি সর্বল লিগ্যান্ড হিসেবে কাজ করে।

(১২) ফসফরাস পরমাণুর যোজনী স্তরে ফাঁকা d অরবিটাল উপস্থিত থাকায় এ অরবিটাল ব্যবহার করে ফসফরাসের পক্ষে $p_\pi-d_\pi$ বন্ধন গঠন করা সম্ভব। উদাহরণ : $\text{R}_3\text{P}=\text{O}$ এবং $\text{R}_3\text{P}=\text{CH}_2$ । নাইট্রোজেন পরমাণুতে কোনো d অরবিটাল না থাকায় এরূপ $p_\pi-d_\pi$ বন্ধন গঠন করা সম্ভব হয় না, ফলে $\text{R}_3\text{N} \rightarrow \text{O}$ যৌগে N এবং O পরমাণুর মধ্যে কেবল একটি সিগমা বন্ধন উপস্থিত থাকে। এজন্য $\text{R}_3\text{N} \rightarrow \text{O}$ যৌগগুলো রাসায়নিকভাবে সক্রিয়, কিন্তু $\text{R}_3\text{P}=\text{O}$ যৌগে $\text{P}=\text{O}$ বন্ধন অত্যন্ত মজবুত (বন্ধন শক্তি প্রায় 500 kJ mol^{-1}) বলে এটি রাসায়নিকভাবে সক্রিয় নয়।

আর্সেনিক, অ্যান্টিমনি এবং বিসমাথ (Arsenic, Antimony and Bismuth)

কঠিন অবস্থায় আর্সেনিক, অ্যান্টিমনি এবং বিসমাথ প্রত্যেকেরই একাধিক রূপ রয়েছে। বাষ্প অবস্থায় আর্সেনিক As_4 অণু হিসেবে অবস্থান করে। কঠিন অবস্থায়ও আর্সেনিকের একটি হলুদ রূপ রয়েছে যা ফসফরাসের মতো চতুস্তলকীয় As_8 অণু দ্বারা গঠিত। তিনটি মৌলই উষ্ণতর অবস্থায় অক্সিজেন, শালফার এবং হ্যালোজেনের সাথে বিক্রিয়া করে।



GrVA(15) মৌলসমূহের বিভিন্ন যৌগ (Compounds of GrVA(15) Elements)

হাইড্রাইড (Hydrides) : সবগুলো মৌল MH_3 সংকেতবিশিষ্ট উদারী হাইড্রাইড যৌগ গঠন করে। এরা বিশী গল্যুক্ত বিষাক্ত গ্যাস : NH_3 থেকে BiH_3 পর্যন্ত নিচের দিক বরাবর—

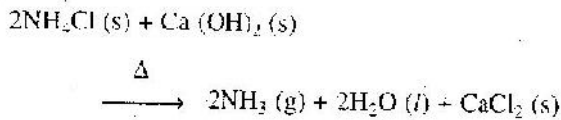
(১) হাইড্রাইডগুলো প্রস্তুত করা ক্রমশ বেশি কঠিন হয়।

(২) যৌগগুলোর সুস্থিতি ক্রমশ হ্রাস পায়।

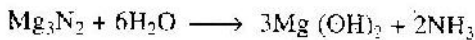
(গ) তাদের বিজারণ ক্ষমতা ক্রমশ বৃদ্ধি পায়।

(ঘ) নিম্নসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় ব্যবহার করে সম্মিলিত বন্ধন গঠনের প্রবণতা ক্রমশ হ্রাস পায়।

অ্যামোনিয়া (Ammonia) : ল্যাবরেটরিতে যে কোনো অ্যামোনিয়া লবণকে কোনো একটি ক্ষারের সাথে উত্তপ্ত করে অ্যামোনিয় উৎপন্ন করা যায় :

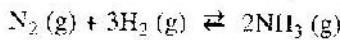


কোনো একটি আয়নিক নাইট্রাইড যৌগের সাথে পানির বিক্রিয়া থেকেও অ্যামোনিয়া পাওয়া যায় :



শুদ্ধ ক্যালসিয়াম অক্সাইডের মধ্য দিয়ে চালনা করে স্ফিত অ্যামোনিয়া গ্যাসকে শুষ্ক করা যায়।

শিল্পক্ষেত্রে হ্যাবার পদ্ধতিতে অ্যামোনিয়া উৎপন্ন করা হয়। এ পদ্ধতিতে উচ্চ চাপে (কমপক্ষে 250 atm) এবং আনুমানিক 500°C তাপমাত্রায় উত্তপ্ত আয়রন প্রভাবকের উপর দিয়ে নাইট্রোজেন এবং হাইড্রোজেন গ্যাসের মিশ্রণ চালনা করে NH₃ তৈরি করা হয় :



বাতাস থেকে নাইট্রোজেন এবং প্রাকৃতিক গ্যাস থেকে হাইড্রোজেন পাওয়া যায়। বিক্রিয়াটি উষ্ণমুখী এবং তাপ উৎপাদী। উল্লেখিত অবস্থায় আনুমানিক 15% গ্যাস অ্যামোনিয়াতে পরিণত হয়। উচ্চ চাপে রেখে শীতল করে অ্যামোনিয়াকে তরল করে বিক্রিয়া মিশ্রণ থেকে পৃথক করা হয় এবং অব্যবহৃত গ্যাস মিশ্রণটি পুনরায় বিক্রিয়ার জন্য ব্যবহার করা হয়।

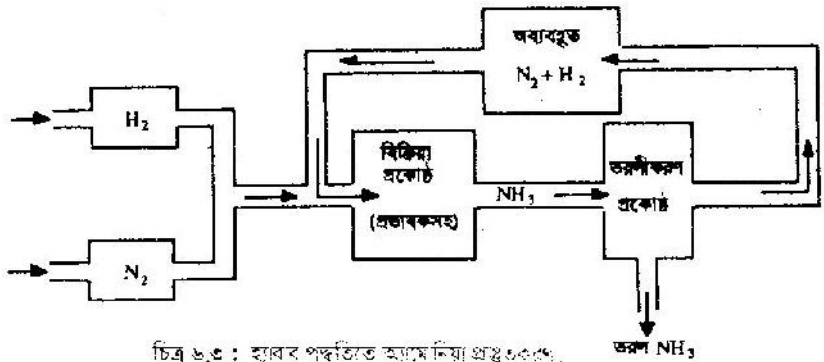
নাইট্রোজেন এবং হাইড্রোজেন মিলিত হয়ে অ্যামোনিয়া উৎপন্ন করলে মিশ্রণে অপূর্ণ সংখ্যা কমে যায়। ফলে লা-শ্যাটেলিয়রের নীতি অনুসারে উচ্চ চাপ বিক্রিয়ার জন্য সহায়ক। নিচে বিভিন্ন চাপে অ্যামোনিয়ার উৎপাদন দেখানো হয়েছে।

চাপ	অ্যামোনিয়ার উৎপাদন (500°C তাপমাত্রায় উত্তপ্ত আয়রন প্রভাবকের উপস্থিতিতে)
1 atm	অতি নগণ্য
100 atm	7%
1000 atm	41%

বিক্রিয়াটি তাপ উৎপাদী হওয়ায় লা শ্যাটেলিয়রের নীতি অনুসারে নিম্ন তাপমাত্রায় অ্যামোনিয়ার উৎপাদন বেশি হয়। কিন্তু নিম্ন তাপমাত্রায় বিক্রিয়াটির গতি অতি ধীর এবং সাম্য অবস্থায় পৌঁছিতে দীর্ঘ সময়ের প্রয়োজন হয়। এজন্য বিক্রিয়াটির গতি মোটামুটি দ্রুত করার জন্য তাপমাত্রা আনুমানিক 500 – 600°C-এ রাখা হয়। নিচে প্রভাবকের উপস্থিতিতে 250 atm চাপে বিভিন্ন তাপমাত্রায় অ্যামোনিয়ার উৎপাদন দেখানো হয়েছে।

তাপমাত্রা	অ্যামোনিয়ার উৎপাদন (250 atm চাপে প্রভাবকের উপস্থিতিতে)
1000°C	অতি সামান্য
550°C	15%
200°C	88%

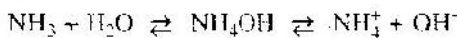
৬.৩ চিত্রে হাবার পদ্ধতিতে অ্যামোনিয়ার শিল্পক্ষেত্রে উৎপাদনের বিভিন্ন বাষ্প দেখানো হয়েছে।



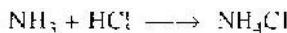
চিত্র ৬.৩ : হাবার পদ্ধতিতে অ্যামোনিয়া প্রস্তুতকরণ।

নাইট্রিক এসিড, ইউরিয়া এবং অন্যান্য বিভিন্ন প্রকার নাইট্রোজেন সার উৎপাদনের জন্য অ্যামোনিয়া ব্যবহার করা হয়। রেফ্রিজারেটরে শীতলকরণ গ্যাস হিসেবে অ্যামোনিয়া ব্যবহার করা হয়। তরল অ্যামোনিয়া খুব নিম্ন তাপমাত্রা (-33°C) সৃষ্টি করতে পারে বলে বরফ তৈরি করার জন্য এটি ব্যবহৃত হয়।

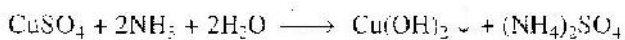
অ্যামোনিয়া পানিতে অতিমাত্রায় দ্রবণীয়। পানির অণুর সাথে হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন করতে পারে বলেই সমযোজী যৌগ হওয়া সত্ত্বেও এটি পানিতে এত বেশি দ্রবণীয়। অ্যামোনিয়ার জলীয় দ্রবণ কিছু পরিমাণে আয়নিত হয়ে NH_4^+ এবং OH^- আয়ন গঠন করে।



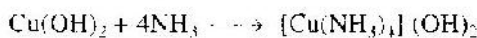
অ্যামোনিয়া এসিডগুলোকে প্রশমিত করে অ্যামোনিয়াম লবণ উৎপন্ন করে।



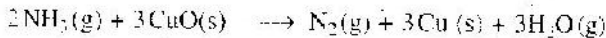
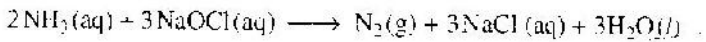
সে সব ধাতুর হাইড্রোক্সাইড পানিতে অদ্রবণীয় সে সব ধাতুর লবণের জলীয় দ্রবণে অ্যামোনিয়া চালনা করে অদ্রবণীয় হাইড্রোক্সাইডের অধঃক্ষেপ সৃষ্টি করা যায়।



অনেক ক্ষেত্রে অধিক পরিমাণ অ্যামোনিয়া যোগ করলে অদ্রবণীয় অধঃক্ষেপটি একটি জটিল যৌগ গঠন করে দ্রবীভূত হয়। এভাবে $\text{Cu}(\text{OH})_2$ একটি গাঢ় নীল দ্রবণ সৃষ্টি করে দ্রবীভূত হয় এবং AgCl একটি বর্ণহীন পরিষ্কার দ্রবণ সৃষ্টি করে।



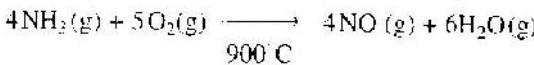
অ্যামোনিয়াম বিজারণ ধর্ম আছে। ক্লোরিন, ক্লোরেট (I) লবণ এবং কিছু ধাতব অক্সাইডের সাথে বিক্রিয়া করে অ্যামোনিয়া জরিত হয়ে নাইট্রোজেন উৎপন্ন করে।



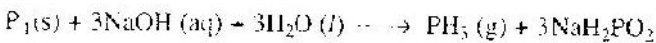
অক্সিজেন গ্যাসে হলে অ্যামোনিয়া নাইট্রোজেন উৎপন্ন করে, কিন্তু প্লাটিনাম প্রভাবকের উপস্থিতিতে অ্যামোনিয়া অক্সিজেনের সাথে বিক্রিয়া করে নাইট্রিক অক্সাইড উৎপন্ন করে।



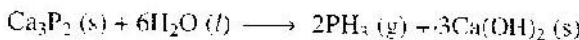
Pt



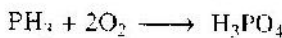
ফসফিন (Phosphine), PH_3 : সাদা ফসফরাসকে গাঢ় NaOH দ্রবণের সাথে উত্তপ্ত করলে ফসফিন, PH_3 উৎপন্ন হয়।



Na_3P অথবা Ca_3P_2 এর সাথে পানির বিক্রিয়া করেও ফসফিন প্রস্তুত করা যায়।



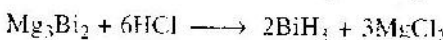
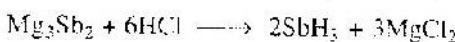
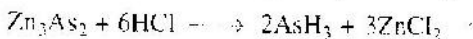
ফসফিন একটি দুর্গন্ধযুক্ত অতি বিষাক্ত গ্যাস। এটি অ্যামোনিয়া অপেক্ষা দুর্বল ক্ষারক এবং পানিতে অল্প মাত্রায় দ্রবণীয়। অ্যামোনিয়া অপেক্ষা এর বিজারণ ক্ষমতা বেশি। বিশুদ্ধ ফসফিন বাতাসে সুস্থিত, কিন্তু 150°C তাপমাত্রায় অগ্নি ধরে।



ফসফিনের সাথে প্রায়শ সামান্য পরিমাণে ডাইফসফিন মিশ্রিত থাকে যা স্বতন্ত্রভাবে জ্বলে উঠে, এটি মিশ্রিত থাকার কারণেই ফসফিন বাতাসে জ্বলে।

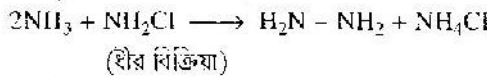
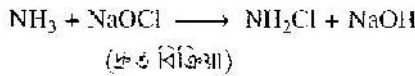
আর্সিন AsH_3 , স্টিবাইন SbH_3 এবং বিসমাথিন BiH_3 (Arsine AsH_3 , Stibine SbH_3 and Bismuthine BiH_3)

হাইড্রাইডগুলোর বন্ধন শক্তি এবং সুস্থিতি উভয়ই হ্রাসের নিচের দিক বরাবর ক্রমশ হ্রাস পায়। এ কারণে AsH_3 , SbH_3 এবং BiH_3 কেবল খুব অল্প পরিমাণে প্রস্তুত করা যায়। AsH_3 এবং SbH_3 উভয়েই অত্যন্ত বিষাক্ত গ্যাস। Zn_3As_2 , Mg_3Sb_2 এবং Mg_3Bi_2 -কে পানি অথবা লবু এসিড দ্রবণ দ্বারা অর্ধ বিক্লেষণ করে যথাক্রমে AsH_3 , SbH_3 এবং BiH_3 প্রস্তুত করা যায়।

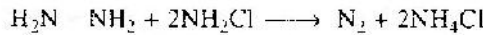


হাইড্রাইডগুলো তীব্র বিজারক পদার্থ এবং যাতু জ্বাণের দ্রবণের সাথে বিক্রিয়া করে আর্সেনাইড এবং স্টিবনাইড গঠন করে।

হাইড্রাজিন (Hydrazine), N_2H_4 : হাইড্রাজিন একটি সমযোজী তরল যা বাতাসে ধোঁয়া সৃষ্টি করে এবং অ্যামোনিয়ার মতো গন্ধ দেয়। সোডিয়াম হাইপোক্লোরাইটের লবু জলীয় দ্রবণ দ্বারা অ্যামোনিয়াকে জারিত করে হাইড্রাজিন প্রস্তুত করা হয় :

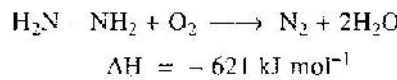


ক্লোর অ্যামিন এবং হাইড্রাজিনের মধ্যে একটি পার্শ্ব বিক্রিয়া দ্বারা উৎপন্ন হাইড্রাজিন আংশিকভাবে শুষ্ক বা সম্পূর্ণরূপে বিনষ্ট হতে পারে :

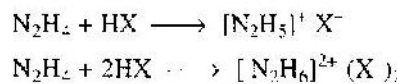


দ্রবণে উপস্থিত ভারি ধাতু আয়ন এ বিক্রিয়ার গতি বৃদ্ধি করে। এজন্য বিক্রিয়াটিতে সাধারণ পানির পরিবর্তে পাতিল পানি ব্যবহার করা হয় এবং দ্রবণে উপস্থিত অবশিষ্ট ধাতু আয়নকে জটিল গঠনের মাধ্যমে নিষ্ক্রিয় করার জন্য কিছু পরিমাণ জিলাটিন (gelatin) বা গ্লু (glue) যোগ করা হয়। হাইড্রাজিনের সাথে ক্লোরো অ্যামিনের বিক্রিয়ার সম্ভাবনা কমিয়ে আনার জন্য বিক্রিয়ায় সর্বদাই অধিক পরিমাণে অ্যামোনিয়া ব্যবহার করা হয় :

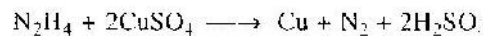
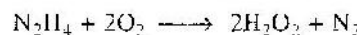
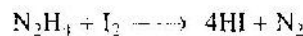
বিশুদ্ধ হাইড্রাজিন সহজেই বাতাসে জ্বলে উঠে এবং এ বিক্রিয়া থেকে প্রচুর তাপ পাওয়া যায় :



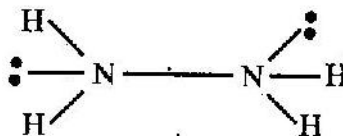
N_2H_4 একটি দুর্বল ক্ষারক এবং এসিডের সাথে বিক্রিয়া করে দুই শ্রেণীর লবণ গঠন করে। লবণগুলো সাদা আয়নিক স্ফটিকাকার কঠিন পদার্থ এবং পানিতে দ্রবীভূত হয় :



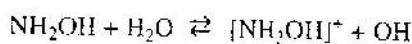
হাইড্রাজিন এবং এর লবণগুলোর জলীয় দ্রবণ তীব্র বিজারক পদার্থ হিসেবে কাজ করে। এর বিজারণ বিক্রিয়ার কয়েকটি উদাহরণ নিচে সমীকরণের সাহায্যে দেখানো হয়েছে।



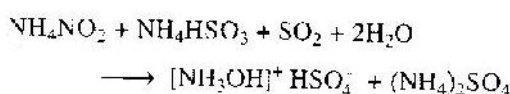
ইথেনের গঠনের সাথে হাইড্রাজিনের গঠনের সাদৃশ্য আছে। প্রতিটি N পরমাণু চতুস্তলকীয়ভাবে একটি নাইট্রোজেন, দুটি হাইড্রোজেন এবং এক জোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন দ্বারা পরিবেষ্টিত থাকে। N - N বন্ধন দৈর্ঘ্যের মান 1.45 Å



হাইড্রক্সিঅ্যামিন (Hydroxylamine), NH_2OH : হাইড্রক্সিঅ্যামিন একটি বর্ণহীন কেলসিত কঠিন পদার্থ যার গলনাংক 33°C । তাপীয়ভাবে এটি সুস্থিত নয় এবং সহজেই বিয়োজিত হয়ে NH_3 , N_2 , HNO_2 এবং N_2O গঠন করে। উচ্চ তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করলে এটি বিস্ফোরিত হয়। সাধারণভাবে একে জলীয় দ্রবণে রাখা হয়, কারণ জলীয় দ্রবণ বিশুদ্ধ কেলসের তুলনায় বেশি সুস্থিত। হাইড্রজিন এবং অ্যামোনিয়ামের তুলনায় হাইড্রক্সিঅ্যামিনের জলীয় দ্রবণ কম ক্ষারকীয় :

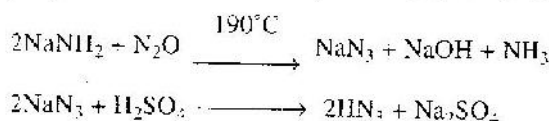


নাইট্রিট অথবা নাইট্রাইট লবণকে ইলেকট্রোলাইটিক পদ্ধতিতে অথবা SO_2 দ্বারা নিয়ন্ত্রিত অবস্থায় বিজারিত করে হাইড্রক্সিঅ্যামিন প্রস্তুত করা যায় :

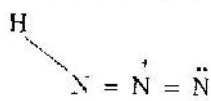


আয়ন বিনিময় (ion exchange) পদ্ধতিতে $[\text{NH}_3\text{OH}]^+ \text{HSO}_3^-$ থেকে NH_2OH এর জলীয় দ্রবণ প্রস্তুত করা যায়। হাইড্রক্সিঅ্যামিন এবং এর লবণগুলো অত্যন্ত বিষাক্ত। এরা তীব্র বিজারক হিসেবে কাজ করে।

হাইড্রাজেয়িক এসিড, HN_3 , এবং অ্যাজাইডসমূহ (Hydrazoic acid, HN_3 , and azides) : হাইড্রাজেয়িক এসিড একটি বর্ণহীন তরল এবং অতিমাত্রায় বিস্ফোরক পদার্থ। 190°C তাপমাত্রায় সোডামাইডের সাথে ডাইনাইট্রোজেন অক্সাইডের বিক্রিয়া করে সোডিয়াম অ্যাজাইড পাওয়া যায়। একে H_2SO_4 এর সাথে বিক্রিয়া করে হাইড্রাজেয়িক এসিড উৎপন্ন করা হয়।



হাইড্রাজেয়িক এসিড একটি সমযোজী পদার্থ যার আণবিক গঠন নিম্নরূপ :



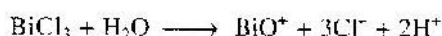
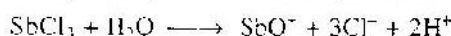
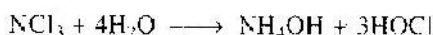
সমযোজী অ্যাজাইডগুলো, যেমন $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$, বিস্ফোরক পদার্থ এবং বোমার বিস্ফোরণ ঘটানোর জন্য আয়ত্তক বস্তু হিসেবে (অর্থাৎ প্রথমে বিস্ফোরিত হয়ে বোমাকে বিস্ফোরিত করার জন্য) এগুলো ব্যবহৃত হয়। কিন্তু অ্যাননিক অ্যাজাইডগুলো, যেমন Na^+N_3^- , বিস্ফোরক পদার্থ নয়। উত্তপ্ত করলে এগুলো বিস্ফোরণ ছাড়াই বিয়োজিত হয়ে ধাতু এবং নাইট্রোজেন উৎপন্ন করে। অ্যাজাইড আয়নের আকৃতি সরলরৈখিক। এটি অনেকাংশে হ্যালাইড অ্যাননের মতো আচরণ করে এবং ধাতুর সাথে লিগ্যান্ড হিসেবে যুক্ত হয়ে জটিল গঠন করতে পারে।

হ্যালাইডসমূহ (Halides)

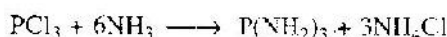
ট্রাইহ্যালাইডসমূহ (Trihalides) : N, P, As, Sb এবং Bi সবগুলো সম্ভাব্য ট্রাইহ্যালাইড গঠন করে। নাইট্রোজেনের হ্যালাইডগুলোর সুস্থিতি সবচেয়ে কম। যদিও NF_3 একটি সুস্থিত

যেও, NCl_3 একটি বিস্ফোরক পদার্থ। BiF_3 একটি আয়নিক যৌগ, অন্য ট্রাইহ্যালাইডগুলো প্রধানত সমবর্তী প্রকৃতিবিশিষ্ট।

সবগুলো ট্রাইহ্যালাইড সহজে জলীয় দ্রবণে আর্ধ বিশ্লেষিত হয়, তবে উৎপন্ন যৌগগুলোর প্রকৃতি মৌলের প্রকৃতির উপর নির্ভর করে পৃথক হয়।



ট্রাইহ্যালাইডগুলো অ্যামোনিয়ামের সাথেও বিক্রিয়া করে। উদাহরণ :



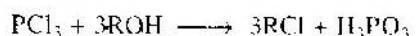
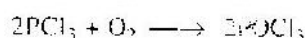
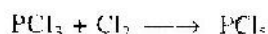
অন্য ট্রাইহ্যালাইডগুলো থেকে NF_3 এর অচরণ পৃথক ; CF_4 এর মতো এটি প্রায় নিষ্ক্রিয় এবং এটি পানি, লঘু এসিড অথবা লঘু ক্ষার দ্রবণের সাথে কোনো বিক্রিয়া করে না। তবে অর্ধ-স্ফুলিঙ্গের সংস্পর্শে এটি পানির বাষ্পের সাথে বিক্রিয়া ঘটায়।



ট্রাইহ্যালাইডগুলো বিশেষ করে PF_3 , তাদের নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়াটি ব্যবহার করে সক্রিয় বন্ধন গঠনের মাধ্যমে লিগ্যান্ড হিসেবে কাজ করে। লিগ্যান্ড হিসেবে PF_3 এবং CO এর মধ্যে সাদৃশ্য রয়েছে। $\text{Ni}(\text{CO})_4$ থেকে PF_3 এর বিক্রিয়া করে সহজে $\text{Ni}(\text{PF}_3)_4$ প্রস্তুত করা যায়।



PCl_3 একটি অতি প্রয়োজনীয় ট্রাইহ্যালাইড। PCl_5 , POCl_3 , RCOCl , RCl ইত্যাদি বিভিন্ন প্রকার যৌগ প্রস্তুত করার কাজে PCl_3 ব্যবহার করা হয়।

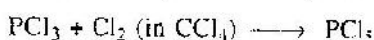


পেন্টাহ্যালাইডসমূহ (Pentahalides) : নাইট্রোজেন পরমাণুর যোজনী স্তরে কেবল চারটি অরবিটাল থাকে যা সর্বোচ্চ চারটি বন্ধন গঠন করতে পারে, ফলে নাইট্রোজেন কোনো পেন্টাহ্যালাইড গঠন করতে পারে না। পরবর্তী মৌলগুলোর যোজনী স্তরে ফাঁকা d অরবিটাল থাকায় এগুলো নিচে উল্লেখিত পেন্টাহ্যালাইড যৌগসমূহ গঠন করে :

PF_5	PCl_5	PBr_5
AsF_5	AsCl_5	
SbF_5	SbCl_5	
BiF_5		

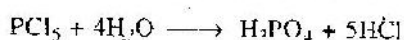
$AsCl_5$ অতিমাত্রায় সক্রিয় এবং এর সুস্থিতি খুবই কম। BiF_5 খুবই সক্রিয়, এটি পানির সংস্পর্শে বিশ্লেষণ ঘটায় এবং O_2 ও F_2O গঠন করে। এটি UF_4 -কে জারিত করে UF_6 গঠন করে এবং BrF_3 -কে জারিত করে BrF_5 গঠন করে। হাইড্রোকর্বন থেকে ফ্লোরোকর্বন প্রস্তুতের জন্যও BiF_5 ব্যবহার করা যায়।

নিচের বিক্রিয়াগুলোর দ্বারা পেটাহ্যালাইড প্রস্তুত করা যায় :

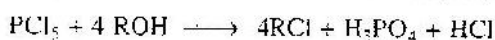
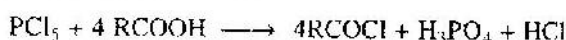


সকল অবস্থাতেই PF_5 একটি সমযোজী যৌগ। কিন্তু গ্যাসীয় এবং তরল অবস্থায় PCl_5 সমযোজী হলেও কঠিন অবস্থায় এটি একটি আয়নিক যৌগ হিসেবে অবস্থান করে, কঠিন অবস্থায় এটি $[PCl_4]^+$ এবং $[PCl_6]^-$ আয়ন হিসেবে থাকে। কঠিন অবস্থায় PBr_5 একটি আয়নিক যৌগ $[PBr_4]^+$ Br^- ; দ্রবণে PI_5 থেকে $[PI_4]^+$ এবং I^- আয়ন পাওয়া যায়।

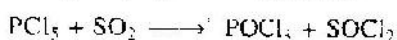
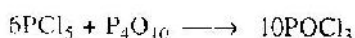
পেটাহ্যালাইডগুলোর পূর্ণ অর্ধ বিশ্লেষণ করে—ইক এসিড পাওয়া যায়। যেমন PCl_5 পানির সাথে প্রবল তেজে বিক্রিয়া করে ফসফোরিক এসিড উৎপন্ন করে :



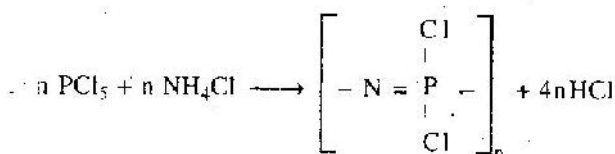
PCl_5 কার্বোক্সিলিক এসিডের সাথে বিক্রিয়া করে এসিড ক্লোরাইড এবং অ্যালকোহলের সাথে বিক্রিয়া করে অ্যালকইল হ্যালাইড উৎপন্ন করে।



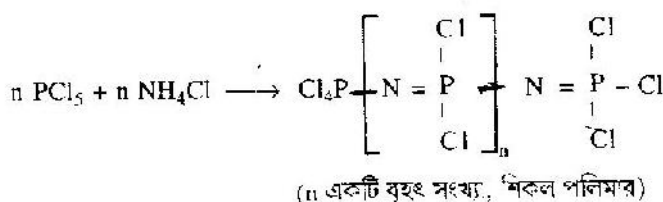
P_4O_{10} এর সাথে PCl_5 বিক্রিয়া করে $POCl_3$ গঠন করে, SO_2 এর সাথে বিক্রিয়ায় $SOCl_2$ গঠিত হয়।



PCl_5 এবং NH_4Cl এর মধ্যে বিক্রিয়া থেকে বিভিন্ন প্রকার ফসফোনাইট্রিলিক পলিমার পাওয়া যায় :



($n = 3 - 8$, চক্রিক যৌগ)



নাইট্রোজেনের অক্সাইডসমূহ (Oxides of Nitrogen : নাইট্রোজেন নিচে উল্লেখিত পাঁচটি অক্সাইড যৌগ গঠন করে :

নাইট্রাস অক্সাইড, N_2O

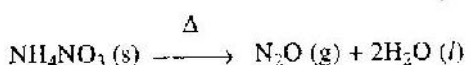
নাইট্রিক অক্সাইড, NO

ডাইনাইট্রোজেন ট্রাইঅক্সাইড, N_2O_3

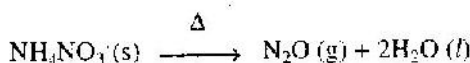
নাইট্রোজেন ডাইঅক্সাইড, NO_2

নাইট্রোজেন পেন্টঅক্সাইড, N_2O_5

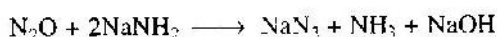
নাইট্রাস অক্সাইড, N_2O : অ্যামোনিয়াম নাইট্রেটকে সাবধানে উত্তপ্ত করে নাইট্রাস অক্সাইড উৎপন্ন করা যায়।



সোডিয়াম নাইট্রেট এবং অ্যামোনিয়াম সালফেটের মিশ্রণকে উত্তপ্ত করেও এ গ্যাসটি পাওয়া যায়।



নাইট্রাস অক্সাইড একটি স্বাদহীন এবং গন্ধহীন গ্যাস। এটি পানির সাথে বিক্রিয় করে এসিড বা ক্ষার উৎপন্ন করতে পারে না। এজন্য এটি একটি প্রশম বা নিরপেক্ষ অক্সাইড। সোডিয়াম অ্যামাইডের সাথে বিক্রিয়া করে এটি অ্যাজাইড লবণ উৎপন্ন করে।

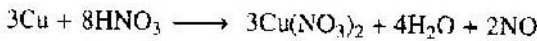


গ্যাসটি চেতনানাশক হিসেবে ব্যবহৃত হয়।

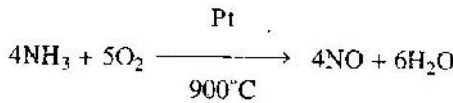
N_2O অণুর সরল রৈখিক বিন্যাস রয়েছে যা নিচের দুটি রেজোন্যান্স কাঠামোর একটি হাইব্রিড।



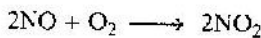
নাইট্রিক অক্সাইড, NO : কপারের সাথে 50% HNO₃ দ্রবণের বিক্রিয়া করে নাইট্রিক অক্সাইড গ্যাস উৎপন্ন করা যায় :



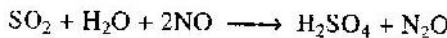
প্রভাবকের উপস্থিতিতে অ্যামোনিয়ার জারণের ফলেও এটি গঠিত হয় এবং এটি নাইট্রিক এসিডের শিল্পোৎপাদনের একটি ধাপ।



নাইট্রিক অক্সাইড একটি বর্ণহীন গ্যাস যা পানিতে অদ্রবণীয়। এটি একটি নিরপেক্ষ অক্সাইড এবং কোনো এসিড অ্যানহাইড্রাইড নয়। এর বিজারণ ধর্ম রয়েছে এবং অতি সহজে অক্সিজেনের সাথে বিক্রিয়া করে বাদামী বর্ণের NO₂ গ্যাস উৎপন্ন করে এবং সক্রিয় কয়লার উপস্থিতিতে ক্লোরিনের সাথে বিক্রিয়া করে নাইট্রোসিল ক্লোরাইড উৎপন্ন করে :



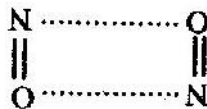
পানির উপস্থিতিতে এটি সালফার ডাইঅক্সাইডকে জারিত করে সালফিউরিক এসিড উৎপন্ন করে :



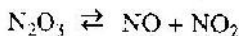
নাইট্রিক অক্সাইডের অণুও একটি জোড়হীন ইলেকট্রন উপস্থিত থাকে। ফলে এটি 'অকটেট' পূর্ণ করতে পারে না। এর প্রকৃত গঠন নিচের দুটি রেজোন্যান্স কাঠামোর একটি হাইব্রিড।



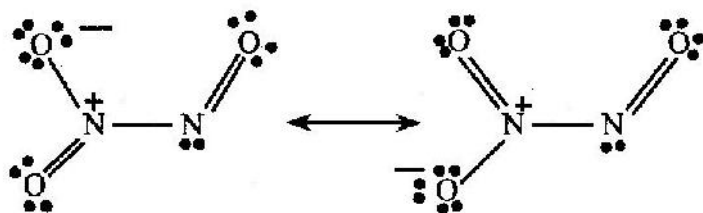
ফলে এবং কঠিন অবস্থায় এর দুই অণু একত্রে একটি ডাইমার গঠন করে অবস্থান করে :



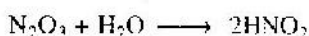
ডাইনাইট্রোজেন ট্রাইঅক্সাইড, N₂O₃ : এ যৌগটিকে কেবল নিম্ন তাপমাত্রায় কঠিন অবস্থায় বিশুদ্ধরূপে পাওয়া যায়। গ্যাসীয় এবং তরল অবস্থায় এটি নাইট্রিক অক্সাইড এবং নাইট্রোজেন ডাইঅক্সাইডের সাথে একটি রাসায়নিক সাম্য সৃষ্টি করে :



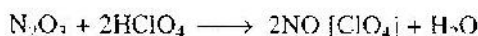
সমন্বিত আয়তনের নাইট্রিক অক্সাইড এবং নাইট্রোজেন ডাইঅক্সাইডের গ্যাসীয় মিশ্রণকে - 20°C তাপমাত্রায় ঘনীভূত করলে N₂O₃-কে একটি অস্থায়ী তরল হিসেবে পাওয়া যায়। এর প্রকৃত গঠন নিচের দুটি রেজোন্যান্স কাঠামোর একটি হাইব্রিড :



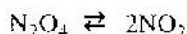
এটি একটি এসিড ধর্মী অক্সাইড এবং নাইট্রাস এসিডের অ্যানহাইড্রাইড।



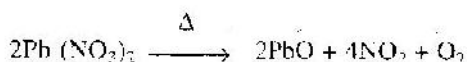
গাঢ় H_2SO_4 এবং গাঢ় HClO_4 এর সাথে বিক্রিয়া করে এটি নাইট্রোসিল লবণ উৎপন্ন করে :



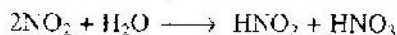
নাইট্রোজেন ডাইঅক্সাইড, NO_2 : নাইট্রোজেন ডাইঅক্সাইড এর ডাইমার নাইট্রোজেন টেট্রাঅক্সাইডের সাথে একটি রাসায়নিক সাম্য সৃষ্টি করে অবস্থান করে : নিম্ন তাপমাত্রায়, কঠিন অবস্থায়, অক্সাইড যৌগটি প্রায় সম্পূর্ণ রূপে ডাইমার গঠন করে থাকে ; তাপমাত্রা যত বৃদ্ধি পায় ততই মনোমার NO_2 এর পরিমাণ বাড়ে থাকে। 150°C তাপমাত্রায় এটি সম্পূর্ণরূপে NO_2 অবস্থায় থাকে।



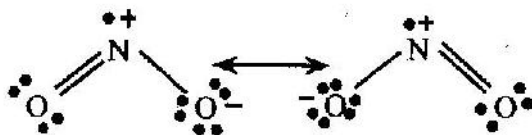
কোনো ভারি ধাতুর নাইট্রেট লবণকে উত্তপ্ত করলে NO_2 গ্যাস পাওয়া যায় :



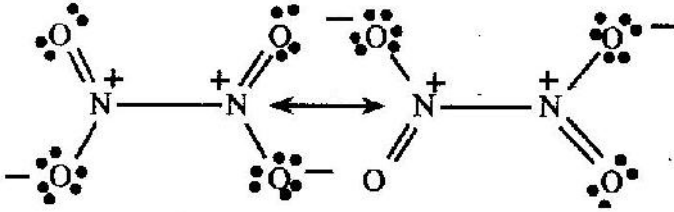
NO_2 একটি ঘন, বিষাক্ত গ্যাস এবং পানিতে অতিমাত্রায় দ্রবণীয়। দ্রবণে এটি নাইট্রাস এসিড এবং নাইট্রিক এসিডের একটি মিশ্রণ উৎপন্ন করে :



নাইট্রিক অক্সাইডের যতে নাইট্রোজেন ডাইঅক্সাইড অনুতেও একটি জোড়হীন ইলেকট্রন উপস্থিত থাকে ফলে এটি অকটেন পূর্ণ করতে পারে না। এটি একটি কৌণিক অণু যা নিচের দুটি রেজোন্যান্স কাঠামোর একটি হাইব্রিড হিসেবে অবস্থান করে :



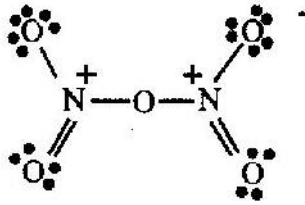
ডাইনাইট্রোজেনের অণু N_2O_4 এর একটি সমতল কাঠামো থাকে। দুটি নাইট্রোজেন পরমাণুতে অবস্থিত জোড়হীন ইলেকট্রন দুটি জোড়া সৃষ্টি করে একটি $N-N$ বন্ধন গঠন করে :



ডাইনাইট্রোজেন পেন্টঅক্সাইড, N_2O_5 : এটি একটি বর্ণহীন কঠিন পদার্থ। HNO_3 থেকে P_4O_{10} দ্বারা পানি মুক্ত করে এটি প্রস্তুত করা যায় :

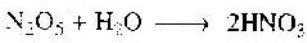


গাঢ়সীরা অবস্থায় এর বিন্যাস নিম্নরূপ :



কঠিন অবস্থায় এর একটি আয়নিক গঠন থাকে যাকে NO_2^+ NO_3^- হিসেবে দেখানো যায়।

এটি একটি এসিডধর্মী অক্সাইড যা পানির সাথে বিক্রিয়া করে HNO_3 উৎপন্ন করে। এজন্য একে নাইট্রিক এসিডের অ্যানহাইড্রাইড বলা হয়।



নাইট্রোজেনের অক্সোএসিড, অক্সোঅ্যানায়ন এবং অক্সোএসিড লবণসমূহ (Oxoacids, Oxoanions and Oxoacid Salts of Nitrogen)

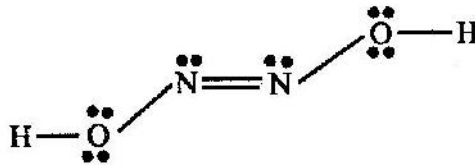
নাইট্রোজেন অনেকগুলো অক্সোএসিড গঠন করে, তবে এদের কয়েকটি সুস্থিত নয় এবং কেবল দ্রবণে অয়ন হিসেবে অথবা লবণ হিসেবে পাওয়া যায়। নিচে নাইট্রোজেনের অক্সোএসিডগুলো উল্লেখ করা হয়েছে।

- (১) হাইপোনাইট্রিক এসিড, $H_2N_2O_2$
- (২) হাইপোনাইট্রিক এসিড, $H_2N_2O_3$
- (৩) নাইট্রোইলিক এসিড, $H_4N_2O_4$
- (৪) নাইট্রিক এসিড, HNO_3
- (৫) পারঅক্সোনাইট্রিক এসিড, $HOONO$

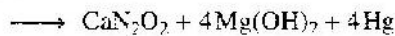
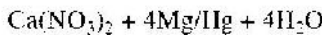
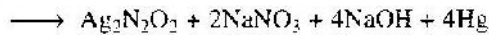
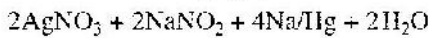
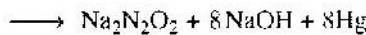
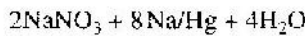
(৬) নাইট্রিক এসিড, HNO_3

(৭) পারঅক্সোনাইট্রিক এসিড, HNO_4

হাইপোনাইট্রাস এসিড এবং হাইপোনাইট্রাইট লবণ : ইথার দ্রবণ থেকে হাইপোনাইট্রাস এসিডকে বর্ণহীন কেলস হিসেবে পাওয়া যায় যা দ্রুত বিয়োজিত হয়। এর গঠন নিম্নরূপ :

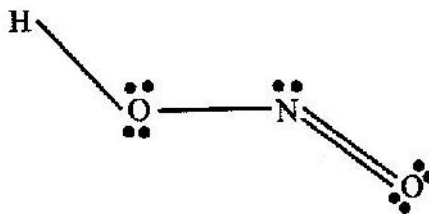


নাইট্রেট এবং নাইট্রাইট লবণের জলীয় দ্রবণকে সোডিয়াম অক্সিডা ম্যাগনেসিয়াম অ্যামালগাম দ্বারা বিজারিত করে হাইপোনাইট্রাইট লবণ প্রস্তুত করা যায়।



$\text{Ag}_2\text{N}_2\text{O}_2$ এর ইথার দ্রবণে শুষ্ক HCl গ্যাস চলনা করে মুক্ত $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ পাওয়া যায়। এটি একটি দুর্বল দ্বি-ক্ষারকীয় এসিড : $\text{pK}_1 = 6.9$, $\text{pK}_2 = 11.6$ । এর জলীয় লবণ সুস্থিত নয়।

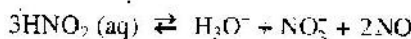
নাইট্রাস এসিড এবং নাইট্রাইট লবণ : বিশুদ্ধ অবস্থায় নাইট্রাস এসিডকে পৃথক করা যায় না কিন্তু এর জলীয় দ্রবণ সুপরিচিত এবং বিভিন্ন কাজে ব্যবহৃত হয়। এর গঠন নিম্নরূপ :



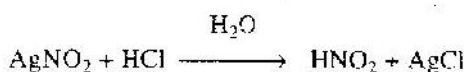
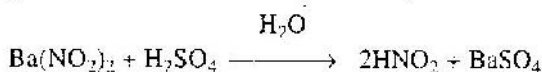
নাইট্রাইট লবণের শীতল জলীয় দ্রবণকে এসিডীয় করে সহজেই মুক্ত এসিডের দ্রবণ প্রস্তুত করা যায়।



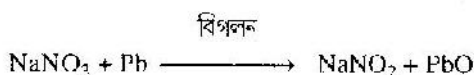
শীতল দ্রবণকে কম তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করলেই এর বিয়োজন লক্ষ্য করা যায় :



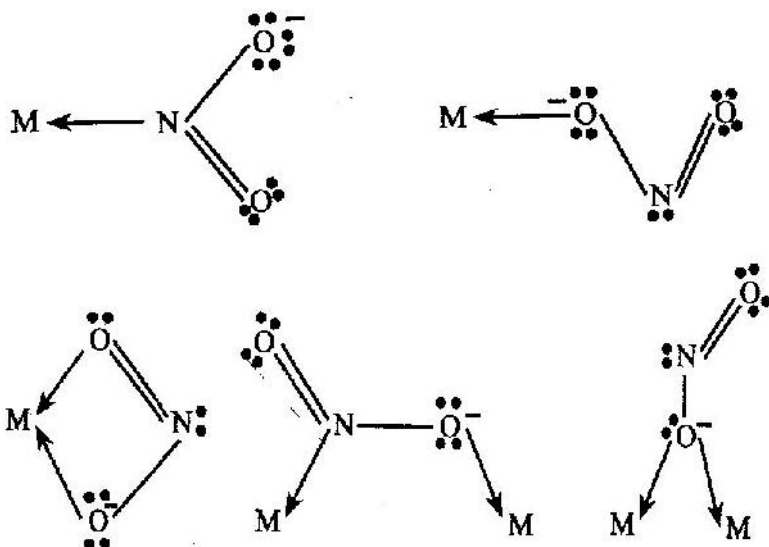
এটি একটি দুর্বল এসিড যার শক্তি অ্যাসেটিক এসিড এবং ক্লোরোঅ্যাসেটিক এসিডের শক্তির মাঝামাঝি মানবিশিষ্ট এবং ফরমিক এসিডের শক্তির সাথে তুলনীয়। $Ba(NO_2)_2$ অথবা $AgNO_2$ এর জলীয় দ্রবণে উপযুক্ত এসিড যোগ করে নাইট্রাস এসিডের লবণমুক্ত জলীয় দ্রবণ পাওয়া যায়।



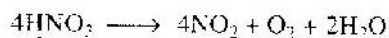
নাইট্রেট লবণকে C, Fe অথবা Ph মিশিয়ে উত্তপ্ত করে মৃদু বিজারণের সাহায্যে নাইট্রাইট লবণ প্রস্তুত করা যায় :



নাইট্রাইট অয়ন একটি বহুমুখী লিগ্যান্ড যা ধাতুর সাথে অত্যন্তপক্ষে পাঁচ রকম পদ্ধতিতে বন্ধন গঠন করতে পারে :

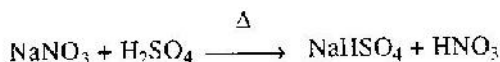


নাইট্রিক এসিড এবং নাইট্রেট লবণ : নাইট্রোজেনের অক্সোএসিডগুলোর মধ্যে নাইট্রিক এসিড সবচেয়ে বেশি গুরুত্বপূর্ণ। এটি একটি অতি প্রয়োজনীয় এবং বহুল পরিমাণে ব্যবহৃত বিন্দিক এসিড। বিশুদ্ধ নাইট্রিক এসিড একটি বর্ণহীন তরল (স্ফটনাংক $86^\circ C$), কিন্তু অলোতে বেধে দিলে এটি কিছু পরিমাণে বিয়োজিত হয়ে NO_2 এবং O_2 উৎপন্ন করে। এসিডে NO_2 দ্রবীভূত থাকার কারণে এর রং হালকা বাদামী দেখায়।

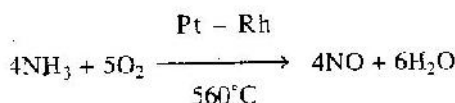


এটি একটি অতি তীব্র এসিড এবং এর লঘু জলীয় দ্রবণ 100% আয়নিত হয়ে H_3O^+ এবং NO_3^- আয়ন গঠন করে। এটি বিভিন্ন ধাতুর সাথে নাইট্রেট লবণ গঠন করে যার বেশিরভাগ পানিতে দ্রবণীয় হয়।

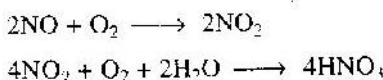
ল্যাবরেটরিতে সোডিয়াম নাইট্রেট এবং ঘন H_2SO_4 এর মিশ্রণকে পাতন করে নাইট্রিক এসিড প্রস্তুত করা হয়।



শিল্পক্ষেত্রে অ্যামোনিয়ার প্রভাবকীয় জারণ দ্বারা নাইট্রিক এসিড উৎপন্ন করা হয়। অ্যামোনিয়া এবং বাতাসের একটি মিশ্রণকে $560^\circ C$ তাপমাত্রায় Pt-Rh প্রভাবকের উপর দিয়ে চালনা করে প্রথমে নাইট্রিক অক্সাইড প্রস্তুত করা হয়।

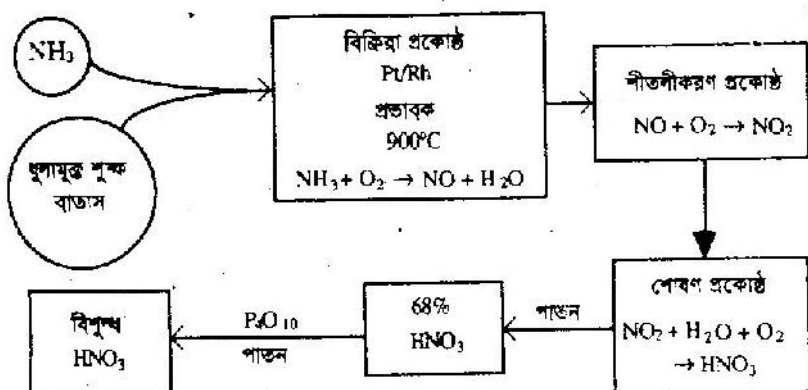


বিক্রিয়া মিশ্রণটিকে শীতল করলে নাইট্রিক অক্সাইড বাতাসের অক্সিজেনের সাথে বিক্রিয়া করে NO_2 উৎপন্ন করে। এরপর NO_2 এবং বাতাসের মিশ্রণকে পানির সাথে মিশ্রিত করলে নাইট্রিক এসিড গঠিত হয়:



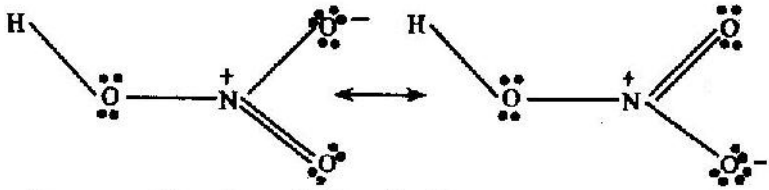
এ পদ্ধতিতে প্রায় 60% ঘনমাত্রার HNO_3 প্রস্তুত করা যায়। এ এসিডকে পাতন করে 68% ঘনমাত্রার HNO_3 উৎপন্ন করা যায়। এ অবস্থায় একটি স্থির স্ক্ফটনাংকের মিশ্রণ তৈরি হয় যাকে পাতন করে আর গাঢ় করা যায় না। এর সাথে প্রয়োজন মতো P_2O_{10} মিশিয়ে পাতন করলে বিশুদ্ধ HNO_3 পাওয়া যায়।

৬:৪ চিত্রে অ্যামোনিয়া থেকে HNO_3 প্রস্তুত করার বিভিন্ন ধাপ দেখানো হয়েছে।

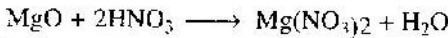
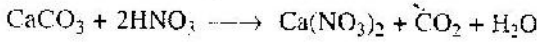


চিত্র ৬.৪ : অ্যামোনিয়া থেকে নাইট্রিক এসিড প্রস্তুতের বিভিন্ন ধাপ।

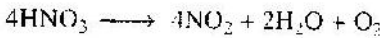
নাইট্রিক এসিড একটি সমতল অণু যা নিচের দুটি রেজোন্যান্স কাঠামোর একটি হাইব্রিড :



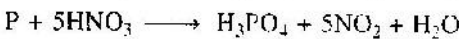
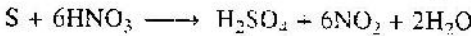
জলীয় দ্রবণে নাইট্রিক এসিড একটি তীব্র এসিড হিসেবে আচরণ করে। যেমন এটি কার্বোনেট লবণ থেকে কার্বন ডাই-অক্সাইড মুক্ত করে এবং ক্ষারককে প্রশমিত করে লবণ ও পানি উৎপন্ন করে :



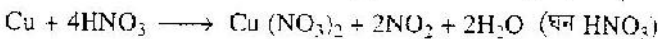
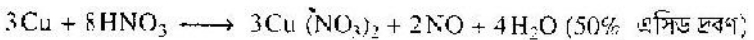
নাইট্রিক এসিড একটি তীব্র জারক, সেকেন্ড ধাতুর সাথে বিক্রিয়া করে এটি হাইড্রোজেন উৎপন্ন করে না; তবে অতি লঘু দ্রবণের সাথে শীতল অবস্থায় ম্যাগনেসিয়াম বিক্রিয়া করে হাইড্রোজেন উৎপন্ন করে। উত্তপ্ত করলে ঘন HNO_3 কিছু পরিমাণে বিয়োজিত হয়ে NO_2 উৎপন্ন করে, ফলে এসিডটি বায়ুতে বর্ণ ধারণ করে :



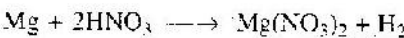
সালফার এবং ফসফরাস ঘন HNO_3 এর সাথে বিক্রিয়া করে তাদের সর্বোচ্চ অক্সাইড গঠন করে; এ অক্সাইডগুলো অতঃপর পানির সাথে বিক্রিয়া করে এসিডে পরিণত হয় :



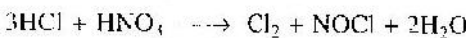
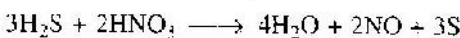
ধাতুগুলো নাইট্রিক এসিডের সাথে বিক্রিয়া করে নাইট্রেট লবণ গঠন করে, সাথে নাইট্রোজেনের অক্সাইড গঠিত হয়। পাতলা এসিড ব্যবহার করলে সাধারণত নাইট্রিক অক্সাইড পাওয়া যায়, কিন্তু গাঢ় দ্রবণ ব্যবহার করলে নাইট্রোজেন ডাইঅক্সাইড পাওয়া যায়।



অতি লঘু HNO_3 শীতল অবস্থায় ম্যাগনেসিয়ামের সাথে বিক্রিয়া করে ম্যাগনেসিয়াম নাইট্রেট এবং হাইড্রোজেন গ্যাস উৎপন্ন করে।

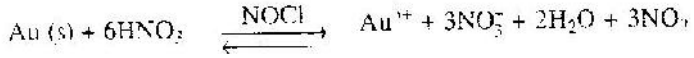
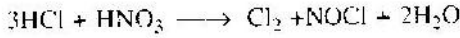


হাইড্রোজেন সালফাইড, হাইড্রোক্লোরিক এসিড প্রভৃতি যৌগ নাইট্রিক এসিড দ্বারা জারিত হয়।



বিশুদ্ধ HNO_3 দ্বারা গোল্ড এবং প্লটিনাম দ্রবীভূত হয় না, কিন্তু অ্যাকোয়া রিজিয়া দ্রবণে এ ধাতু দ্রুত দ্রবীভূত হয়। তিন আয়তন ঘন HCl এবং এক আয়তন ঘন HNO_3 এর মিশ্রণকে অ্যাকোয়া রিজিয়া বলে। মনে করা হয় যে, ধাতুগুলো প্রথমে HNO_3 দ্বারা জারিত হয়ে ধাতু আয়ন গঠন করে (এ বিক্রিয়াটি NOCl দ্বারা প্রভাবিত হয়) এবং ধাতু আয়নগুলো উৎপন্ন হওয়া মাত্র HCl থেকে

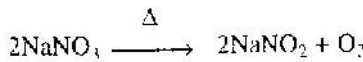
প্রশ্ন ক্রমেরইত আয়নের সাথে জটিল গঠন করে, ফলে এগুলো বিপরীতমুখী বিক্রিয়া দ্বারা পুনরায় ধাতু পরমাণুতে বিভাৱিত হওয়ার সুযোগ পায় না।



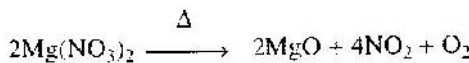
নাইট্রোজেনযুক্ত সার (যেমন অ্যামোনিয়াম নাইট্রেট এবং সোডিয়াম নাইট্রেট) প্রস্তুতের জন্য প্রচুর পরিমাণে নাইট্রিক এসিড ব্যবহার করা হয়। বিভিন্ন প্রকার বিস্ফোরক পদার্থ (যেমন গ্লিসারিন ট্রাইনাইট্রেট এবং ট্রাইনাইট্রোটলুইন), নাইলন, পলিইউরিথেন প্লাস্টিক এবং রং প্রস্তুতের জন্যও অধিক পরিমাণে নাইট্রিক এসিড ব্যবহৃত হয়। সকল বাণিজ্যিক এসিডের মধ্যে ব্যবহারের দিক থেকে এর স্থান তৃতীয়।

বিভিন্ন ধাতু, ধাতুর অক্সাইড, হাইড্রক্সাইড অথবা কার্বনেটের সাথে নাইট্রিক এসিডের বিক্রিয়া করে ধাতুর নাইট্রেট লবণ প্রস্তুত করা যায়। সব নাইট্রেট লবণই পানিতে দ্রবীভূত হয়।

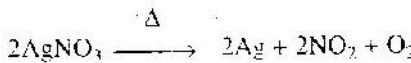
উত্তপ্ত করলে সোডিয়াম নাইট্রেট এবং পটাশিয়াম নাইট্রেট বিয়োজিত হয়ে নাইট্রাইট লবণ এবং অক্সিজেন উৎপন্ন করে।



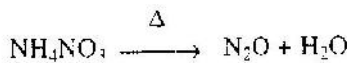
এ বিক্রম্ণ অন্য ধাতুর নাইট্রেট লবণ উত্তপ্ত করলে ধাতুর অক্সাইড, নাইট্রোজেন ডাইঅক্সাইড এবং অক্সিজেন উৎপন্ন করে। উদাহরণ :



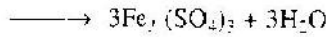
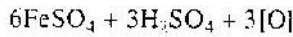
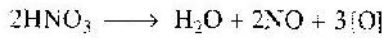
সিলভার নাইট্রেটকে উত্তপ্ত করলে ধাতব সিলভার, নাইট্রোজেন ডাইঅক্সাইড এবং অক্সিজেন পাওয়া যায়।



অ্যামোনিয়াম নাইট্রেটকে সতর্কতার সাথে উত্তপ্ত করে নাইট্রাস অক্সাইড এবং পানি পাওয়া যায়।

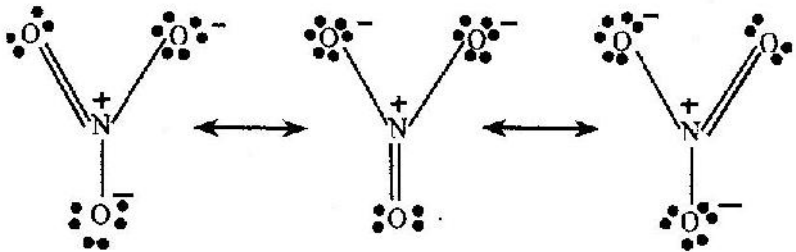


বলয় পরে ক্রম ক্রমে দ্রবণে নাইট্রেট আয়নের উপস্থিতি প্রমাণ করা যায়। এ পরীক্ষায় নাইট্রেট আয়নের দ্রবণে কিছু পরিমাণ ঘন H_2SO_4 মিশিয়ে তার সাথে সতর্কতার সাথে সদ্য প্রস্তুত ফেরাস সালফেট দ্রবণ যোগ করা হয়। দুটি তরলের সংযোগ স্থলে একটি বাদামী বর্ণের বলয় দৃষ্টি হয় যা নাইট্রেট আয়নের উপস্থিতি প্রমাণ করে।

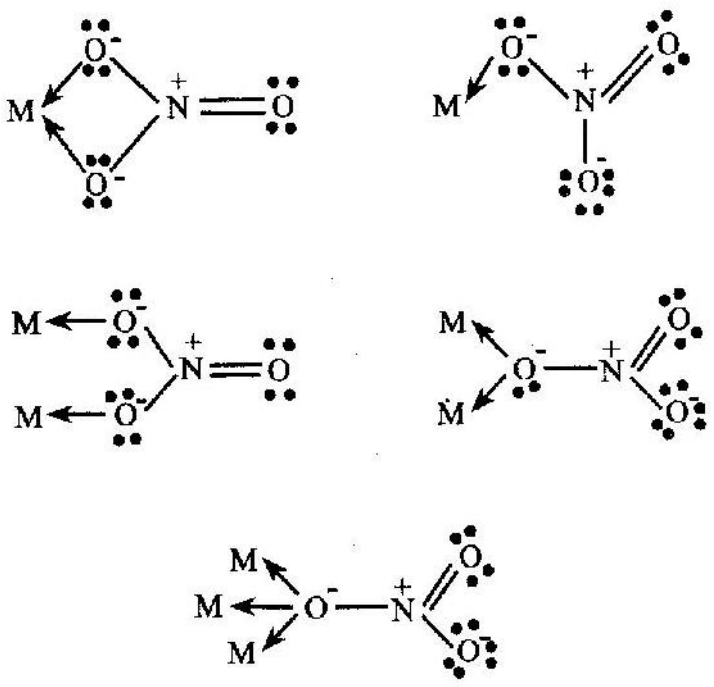


(বাদামি বলয়)

নাইট্রেট আয়নের গঠন সমতল ত্রিভুজ আকৃতির যা নিচে দেখানো তিনটি রেজোন্যান্স কাঠামোর একটি হাইব্রিড :

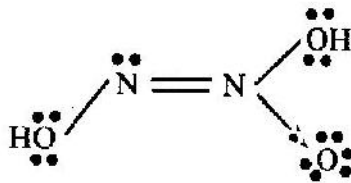


নাইট্রেট আয়ন একটি বহুমুখী লিগ্যান্ড যা ধাতুর সাথে নিচে দেখানো বিভিন্ন পদ্ধতিতে যুক্ত হতে পারে :

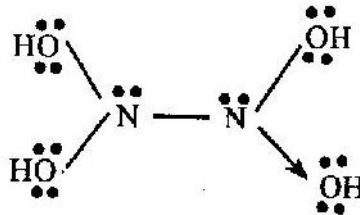


হাইপোনাইট্রিক এসিড ($H_2N_2O_3$), নাইট্রোসিলিক এসিড ($H_4N_2O_4$), পারঅক্সোনাইট্রাস এসিড (HOONO) এবং পারঅক্সোনাইট্রিক এসিড (HNO_3) যৌগগুলোর কেনোটিকেই এসিড হিসেবে বিশুদ্ধ অবস্থায় পাওয়া যায় না, এদের সুস্থিতি অত্যন্ত কম। এদেরকে লবণ হিসেবে পাওয়া যায় এবং লবণগুলোও অত্যন্ত সক্রিয় হওয়ায় সহজে বিয়োজিত হয়। পারঅক্সোনাইট্রাস এসিড (HOONO) এবং পারঅক্সোনাইট্রিক এসিড ($HOONO_2$) কে প্রবলে পাওয়া যায়। নিচে এসিডগুলোর গাঠনিক সংকেত দেয়া হয়েছে। এদের সম্পর্কে অধিক আলোচনা করা হবে না।

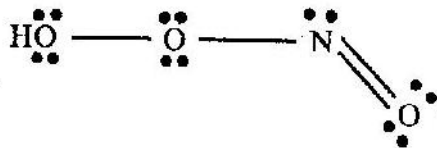
হাইপোনাইট্রিক এসিড
($H_2N_2O_3$)



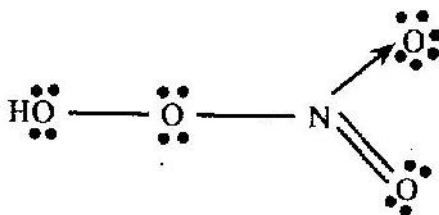
নাইট্রোসিলিক এসিড
($H_4N_2O_4$)



পারঅক্সোনাইট্রাস এসিড
(HOONO)



পারঅক্সোনাইট্রিক এসিড
($HOONO_2$)



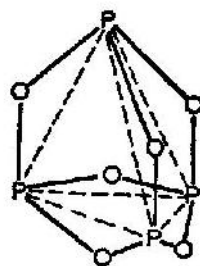
ফসফরাস, আর্সেনিক, অ্যান্টিমনি এবং বিসমাথের অক্সাইডসমূহ (The Oxides of Phosphorus, Arsenic, Antimony and Bismuth)

ফসফরাস, আর্সেনিক, অ্যান্টিমনি এবং বিসমাথের অক্সাইড যৌগগুলো ৬.৩ সারণিতে উল্লেখ করা হয়েছে। এ মৌলগুলো P_n-P_n বন্ধন গঠন করতে পারে না বলে এদের অক্সাইড যৌগগুলোর সংখ্যা নাইট্রোজেনের অক্সাইড যৌগগুলোর সংখ্যার তুলনায় কম।

সারণি ৬.৩ : P, As, Sb এবং Bi এর অক্সাইডসমূহ।

P_4O_6	As_4O_6	Sb_4O_6	Bi_2O_3
P_4O_7		$(SbO_2)_n$	
P_4O_8			
P_4O_9			
P_4O_{10}	AsO_{10}	Sb_4O_{10}	

ট্রাইঅক্সাইডসমূহ (Trioxides) : ফসফরাস ট্রাই-অক্সাইড একটি ডাইমার হিসেবে অবস্থান করে, এজন্য এর আণবিক সংকেত P_4O_6 লেখা উচিত, P_2O_3 নয়। P_4O_6 যৌগে চারটি P পরমাণু একটি চতুস্তলকের চারটি কৌণিক বিন্দুতে অবস্থান করে এবং চতুস্তলকের ধারগুলো বরাবর কিছু উপরে ছয়টি O পরমাণু অবস্থিত থাকে। প্রতিটি অক্সিজেন পরমাণু দুটি ফসফরাস পরমাণুর সাথে যুক্ত হয়। ৬.৩ চিত্রে P_4O_6 এর গাঠনিক কাঠামো দেখানো হয়েছে। As_4O_6 এবং Sb_4O_6 এর গঠন P_4O_6 এর গঠনের অনুরূপ, কিন্তু Bi_2O_3 একটি অয়নিক যৌগ।



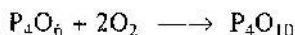
চিত্র ৬.৫ : P_4O_6 এর গাঠনিক কাঠামো।

ফসফরাসকে বাতাসে পুড়িয়ে সবগুলো অক্সাইড যৌগ প্রস্তুত করা যায়।

অল্প পরিমাণ বাতাস

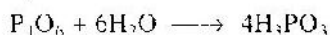


সীমিত পরিমাণ বাতাসে ফসফোরাস পোড়ালে P_4O_6 গঠিত হয়। এটি একটি নরম, সাদা কঠিন পদার্থ (গলনাংক $24^\circ C$, স্ফুটনাংক $175^\circ C$) পাতন করে একে বিশুদ্ধ করা যায়। অধিক পরিমাণ বাতাসে P_4O_6 -কে দহন করলে P_4O_{10} উৎপন্ন হয়।



আর্সেনিক এবং অ্যান্টিমনিকে বাতাসে অথবা অক্সিজেনে দহন করে যথাক্রমে As_4O_6 এবং Sb_4O_6 পাওয়া যায়। এ ধাতুগুলোর উচ্চতর অক্সাইড গঠনের প্রবণতা খুবই কম। As_4O_6 এবং Sb_4O_6 উভয়েই অত্যন্ত বিবাক্ত পদার্থ। অন্য অক্সাইড যৌগগুলোর মতো Bi_2O_3 তাইমার গঠন করে না।

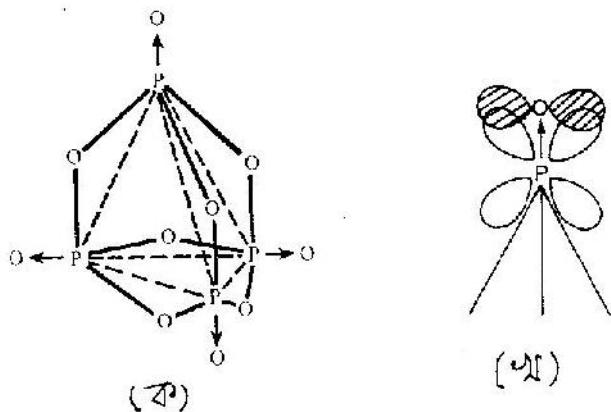
সাধারণভাবে কোনো গ্রুপের নিচের দিকের মৌলগুলোর অক্সাইড এবং হাইড্রক্সাইড যৌগগুলোর ক্ষার ধর্ম বেশি হয়। P_2O_5 একটি এসিড ধর্মী হ্রস্বীভূত, এটি পানির সাথে দ্রুত বিক্রিয়া করে ফসফরাস এসিড উৎপন্ন করে।



অর্সেনিয়াস অক্সাইড As_2O_3 এর দ্রব্যতা খুব কম এবং Sb_2O_3 পানিতে আলৌ দ্রবীভূত হয় না। As_2O_3 এবং Sb_2O_3 উভয়েই অ্যামফোটেরিক যৌগ; এরা ক্ষার দ্রবণের সাথে বিক্রিয়া করে যথাক্রমে আর্সেনাইট এবং স্ট্যান্টোমোনাইট লবণ উৎপন্ন করে। ঘন HCl এর সাথে বিক্রিয়া করে এরা যথাক্রমে $AsCl_3$ এবং $SbCl_3$ গঠন করে।



পেন্টোক্সাইডসমূহ (Pentoxides) : সবগুলো পেন্টোক্সাইড যৌগের মধ্যে P_2O_5 সবচেয়ে বেশি গুরুত্বপূর্ণ। এটি একটি ডাইমার যৌগ বলে এর সংকেত P_2O_5 লেখা ঠিক নয়। P_2O_5 গঠন করার পর প্রতিটি ফসফরাস পরমাণুতে এক জোড়া করে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন থেকে যায়। এ নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়গুলো ব্যবহার করে প্রতিটি ফসফরাস একটি করে অক্সিজেন পরমাণুর সাথে একটি সম্মিলিত বন্ধন গঠন করে। এভাবে P_2O_5 অণু গঠিত হয় (চিত্র ৬.৬ক)।



চিত্র ৬.৬ : P_2O_5 এর গাঠনিক কাঠামো। (ক) সিম্বল বন্ধন গঠন। (খ) p_x , d_x পশ্চাৎ বন্ধন গঠনে ব্যবহৃত অববিটালসমূহ।

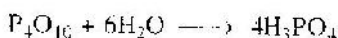
P - O বন্ধন দূরত্ব পরিমাপ করে দেখা যায় চতুস্তলকের ধার বরাবর অবস্থিত P - O বন্ধনগুলোর দৈর্ঘ্য 1.60 Å, কিন্তু কৌণিক বিন্দুতে অবস্থিত P - O সম্মিলিত বন্ধনের দৈর্ঘ্য 1.43 Å। সেতু বন্ধনগুলো স্বাভাবিক একক বন্ধন, কিন্তু কৌণিক বিন্দুতে অবস্থিত সম্মিলিত বন্ধনগুলো প্রকৃত পক্ষে দ্বি-বন্ধন। সম্মিলিত বন্ধন গঠনের পর ফসফরাসের একটি ফাঁকা d অববিটাল অক্সিজেনের একটি ইলেকট্রনপূর্ণ p অববিটালের সাথে অধিক্রমণ ঘটায়। ফলে O পরমাণু থেকে ইলেকট্রন ঘনত্ব ফসফরাস পরমাণুতে স্থানান্তরিত হয়। এভাবে P এর সাথে O এর একটি পশ্চাৎ

বন্ধন গঠিত হয় যা একটি P_n-d_n বন্ধন। ও. ও. খ চিত্রে P পরমাণুর কঁকা d অববিটালের সাথে O পরমাণুর ইলেকট্রন-পূর্ণ p অববিটালের অধিক্রমণ দেখানো হয়েছে।

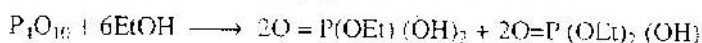
গাসীয় অবস্থায় As_4O_{10} এর গাঠনিক কাঠামো P_4O_{10} এর গাঠনিক কাঠামোর অনুরূপ।

তাপস্বরাসকে অধিক পরিমাণ বাতাসে পোড়ালে P_4O_{10} পাওয়া যায়, কিন্তু আর্সেনিক এবং অ্যান্টিমনির পেটেন্টাইড এভাবে প্রস্তুত করা যায় না। এ ধাতুগুলোর সাথে ঘন HNO_3 এর বিক্রিয়া করে পেটেন্টাইড বৌগ প্রস্তুত করা হয়। As_2O_3 এবং Sb_2O_3 বৌগ দুটিকে উত্তপ্ত করলে এরা অক্সিজেন হারিয়ে As_4O_6 এবং Sb_4O_6 বৌগ গঠন করে।

পানির প্রতি P_4O_{10} এর আসক্তি খুবই বেশি। এটি পানির সাথে প্রবল ভেজো বিক্রিয়া করে ফসফোরিক এসিড H_3PO_4 গঠন করে। P_4O_{10} এর প্রধান ব্যবহার হলো এ পদ্ধতি অনুসরণ করে ফসফোরিক এসিড উৎপাদন।



পানির প্রতি তীব্র আসক্তির কারণে P_4O_{10} একটি উৎকৃষ্ট নিরুদ্ধক পদার্থ হিসেবে ব্যবহৃত হয়। আলকোহল এবং ইথরের সাথে বিক্রিয়া করে P_4O_{10} ফসফেট এস্টার গঠন করে:

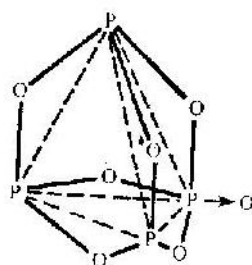


As_2O_3 পানির সাথে ধীর গতিতে বিক্রিয়া করে আর্সেনিক এসিড H_3AsO_4 গঠন করে। এটি একটি ট্রি-ফরকীয় এসিড এবং H_3AsO_3 এর তুলনায় এটি অনেক বেশি তীব্র। এর লবণগুলো, যেমন লেড আর্সিনেট $PbHAsO_4$ এবং ক্যালসিয়াম আর্সিনেট $Ca_3(AsO_4)_2$, কীটনাশক ঔষধ হিসেবে ব্যবহৃত হয়। Sb_2O_3 পানির সাথে বিক্রিয়া করে না।

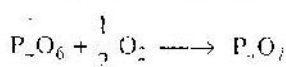
বিসমথ পেটেন্টাইড গঠিত হয় না। পর্যায় সারণির কোনো গ্রুপের নিচের দিক বরাবর উচ্চ জারণ অবস্থার সুস্থিতি ক্রমশ হ্রাস পায় বলেই বিসমথ কোনো পেটেন্টাইড গঠন করতে পারে না।

অন্য অক্সাইড যৌগসমূহ (Other Oxides):

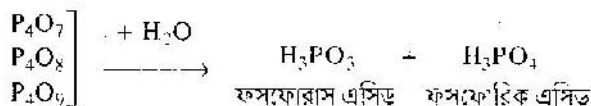
P_2O_3 , P_2O_5 এবং P_2O_7 বৌগগুলো অত্যন্ত বিরল। এ বৌগগুলোতে কোনো P পরমাণুর জারণ অবস্থা +3 এবং কোনো P পরমাণুর জারণ অবস্থা +5 হয়। উদাহরণ হিসেবে P_2O_7 বৌগটি বিবেচনা করা যাক। এর গঠন নিম্নরূপ:



এর অণুতে তিনটি P পরমাণুর প্রতিটি তিনটি করে অক্সিজেন পরমাণুর সাথে যুক্ত থাকে এবং একটি P পরমাণু চারটি অক্সিজেন পরমাণুর সাথে যুক্ত থাকে। যে P পরমাণুটি চারটি O এর সাথে যুক্ত হয় তার জারণ অবস্থা +5, অন্যগুলোর জারণ অবস্থা +3। P_4O_6 -কে টেট্রাফাইব্রোফিউরান দ্রবকে দ্রবীভূত করে ও দ্রবের সঠিক পরিমাণ আক্সিজেন চালনা করে P_2O_7 প্রস্তুত করা যায়।



বায়ুর অনুপস্থিতিতে একটি আবদ্ধ পাত্রে P_4O_6 রেখে উত্তপ্ত করলে লাল P , P_4O_7 , P_2O_8 , P_4O_9 এর একটি মিশ্রণ পাওয়া যায়। P_4O_7 , P_4O_8 এবং P_4O_9 যৌগগুলোতে যথাক্রমে একটি, দুটি এবং তিনটি P পরমাণু তাদের নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় ব্যবহার করে O পরমাণুর সাথে সম্মিলিত বন্ধন গঠন করে। ফলে পানির সাথে বিক্রিয়া করে এর ফসফরাস এসিড H_3PO_3 এবং ফসফোরিক এসিড H_3PO_4 উভয়ই গঠন করে।



ফসফরাসের অক্সোএসিডসমূহ (Oxoacids of Phosphorus)

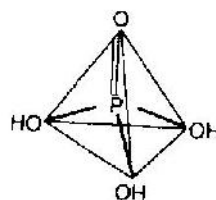
ফসফরাস দুই শ্রেণীর অক্সোএসিড গঠন করে :

- (১) ফসফোরিক এসিড শ্রেণী, যোগুলোতে P এর জারণ অবস্থা +5 হয়। এরা জারক পদার্থ।
- (২) ফসফোরাস এসিড শ্রেণী, যোগুলোতে P এর জারণ অবস্থা +3 হয়। এরা বিজারক পদার্থ।

ফসফরাসের সবগুলো এসিডে যখনই সম্ভব ফসফরাস পরমাণু চতুস্তলকীয়ভাবে পরিবেষ্টিত থাকে। OH গ্রুপের হাইড্রোজেন পরমাণুগুলো আহনিত হয়ে H^+ আয়ন সৃষ্টি করে, কিন্তু $P-H$ বন্ধন থেকে H^+ আয়ন পাওয়া যায় না। সর্বল ফসফেট আয়নগুলো ঘনীভূত হয়ে বিভিন্ন জটিল আইসোপলিএসিড অথবা তাদের লবণ গঠন করতে পারে।

ফসফোরিক এসিড শ্রেণী (Phosphoric acid series)

অর্থোফসফোরিক এসিড, H_3PO_4 : সর্বলতম ফসফোরিক এসিডটি হলো অর্থো-ফসফোরিক এসিড, H_3PO_4 । সাধারণভাবে এটি ফসফোরিক এসিড নামে পরিচিত। এর অণুতে তিনটি প্রতিস্থাপনীয় হাইড্রোজেন পরমাণু থাকে, এজন্য এটি একটি ত্রি-ক্ষারকীয় এসিড। এর আকৃতি চতুস্তলকীয়।

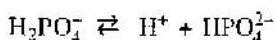


অর্থোফসফোরিক এসিড

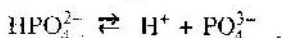
এটি ধাপে ধাপে অয়নিত হয়ে H^+ আয়ন সৃষ্টি করে।



$$K_{a1} = 7.5 \times 10^{-3}$$



$$K_{a2} = 6.2 \times 10^{-8}$$



$$K_{a3} = 1 \times 10^{-12}$$

H_3PO_4 থেকে তিন ধরনের লবণ পাওয়া যায় :

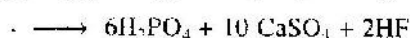
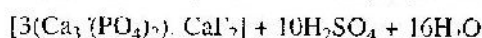
(১) ডাইহাইড্রোজেন ফসফেট, উদাহরণ : NaH_2PO_4 যা জলীয় দ্রবণে সামান্য এসিড ধর্ম দেখায়।

(২) মনোহাইড্রোজেন ফসফেট, উদাহরণ : Na_2HPO_4 যা জলীয় দ্রবণে মৃদু ক্ষার ধর্ম দেখায়।

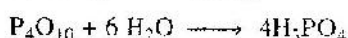
(৩) অক্সিজেন ফসফেট, উদাহরণ : Na_3PO_4 যার জলীয় দ্রবণ যথেষ্ট ক্ষারীয়।

বাণিজ্যিকভাবে অর্থোফসফোরিক এসিডকে সোডা অ্যাশ (Na_2CO_3) দ্বারা প্রশমিত করে NaH_2PO_4 এবং Na_2HPO_4 প্রস্তুত করা হয়, কিন্তু Na_3PO_4 প্রস্তুত করার জন্য $NaOH$ প্রয়োজন হয়। সবগুলো লবণকে অনর্ধ এবং অর্ধ উভয় অবস্থায় পাওয়া যায়। এরা প্রচুর পরিমাণে ব্যবহৃত হয়।

ফসফেট শিলার সাথে গাঢ় H_2SO_4 এর বিক্রিয়া করে অর্থোফসফোরিক এসিড প্রস্তুত করা হয়।

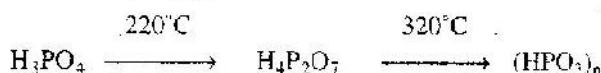


অন্য একটি পদ্ধতিতে ফসফরাসকে প্রথমে বাতাসে পুড়িয়ে P_4O_{10} প্রস্তুত করা হয় এবং এর সাথে পরিষ্কার মতো পানি মিশিয়ে অর্থোফসফোরিক এসিড প্রস্তুত করা হয়।



ঘন ফসফোরিক এসিডে প্রায় 85% H_3PO_4 থাকে। হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন করে বলে এটি একটি অত্যন্ত সান্দ্র (viscous) তরল। বিশুদ্ধ ফসফোরিক এসিড একটি বর্ণহীন কেলসী কঠিন পদার্থ (গলনাঙ্ক $42.35^\circ C$)।

উত্তপ্ত করলে H_3PO_4 পানি ত্যাগ করে প্রথমে পাইরোফসফোরিক এসিড $H_4P_2O_7$ এবং পরে মেটাফসফোরিক এসিড $(HPO_3)_n$ গঠন করে।



পাইরোফসফোরিক এসিড

মেটাফসফোরিক এসিড

অর্থোফসফোরিক এসিড এবং ফসফেট লবণগুলো অনেক আন্তঃক্রিয়াকারী ধাতু আয়নের সাথে জটিল যৌগ গঠন করে। Ce, Th, Zr, U, Pu ইত্যাদি ধাতুর M^{++} আয়নগুলোর ফসফেট যৌগসমূহ যথেষ্ট এসিডীয় দ্রবণ (3 - 6M HNO_3) থেকেও অধঃক্ষিপ্ত হয়। শিল্পক্ষেত্রে B, Al, Zr ইত্যাদির ফসফেট যৌগগুলো অনেক বিক্রিয়ায় প্রভাবক হিসেবে ব্যবহৃত হয়।

বিভিন্ন অ্যালকোহলের সাথে অর্থোফসফোরিক এসিড এস্টার গঠন করে। উদাহরণ :



এসিড

অ্যালকোহল

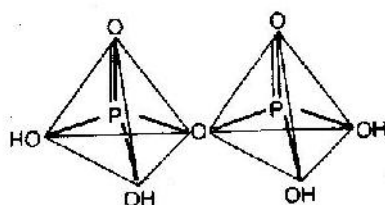
এস্টার

পানি

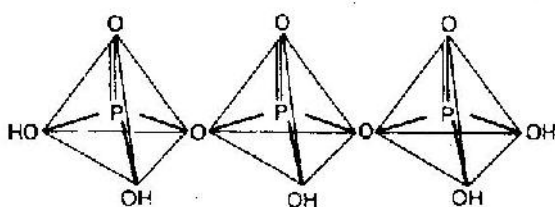
(ট্রাইইথাইল ফসফেট)

কিছু কিছু ফসফেট এস্টার, যেমন ট্রাই- n -বিউটাইল ফসফেট, ধাতু আয়নের দ্রাবক নিষ্কাশনের কাজে ব্যবহৃত হয়। যেমন অ্যাক্সিনাইড এবং ল্যান্থানাইড আয়নগুলোকে তাদের জলীয় দ্রবণ থেকে নিষ্কাশনের জন্য ট্রাই- n -বিউটাইল ফসফেট ব্যবহার করা হয়।

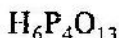
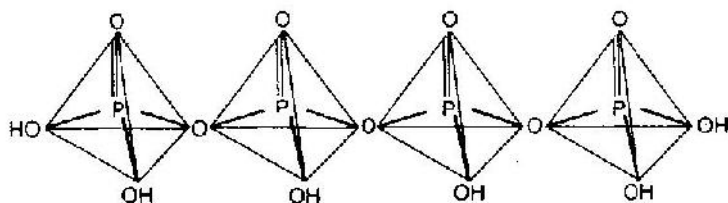
পলিফসফোরিক এসিড এবং পলিফসফেটসমূহ : এসিডীয় $[PO_4]$ এককগুলোর পলিমারকরণ প্রক্রিয়া থেকে হানেকগুলো পলিফসফোরিক এসিড এবং তাদের পলিফসফেট লবণ গঠিত হয়। $[PO_4]$ চতুস্তলগুলো তাদের এক প্রান্তে অথবা দুই প্রান্তে O পরমাণু শেয়ার করে পলিফসফেটের শিকল গঠন করে। ৬, ৭ চিত্রে কয়েকটি পলিফসফোরিক এসিডের গাঠনিক কঠামো দেখানো হয়েছে।



(ডাইপলিফসফোরিক এসিড)
বা পাইরোফসফোরিক এসিড)



(ট্রাইপলিফসফোরিক এসিড)

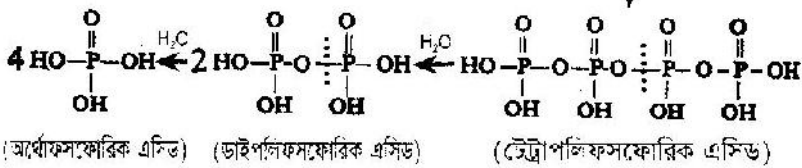
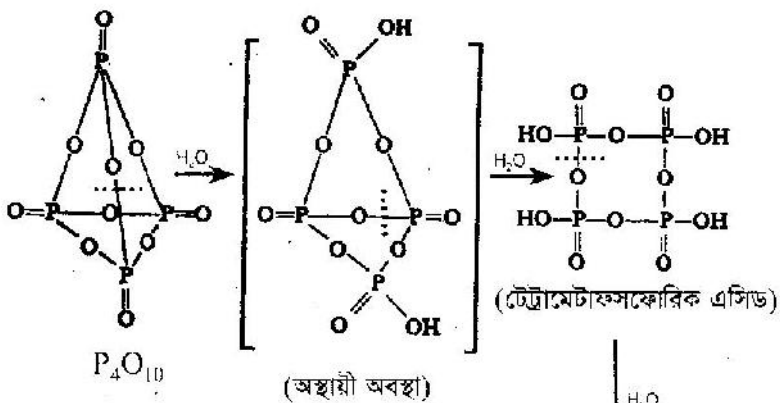
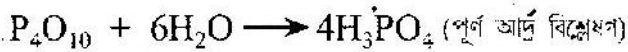


(টেট্রাপলিফসফোরিক এসিড)

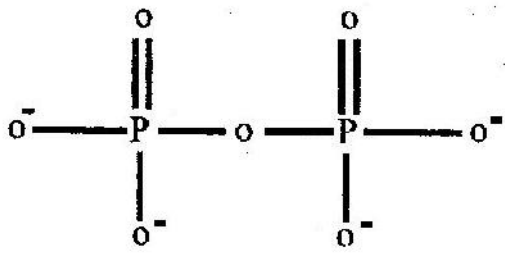
চিত্র ৬, ৭ : কয়েকটি পলিফসফোরিক এসিডের গাঠনিক কঠামো

P_4O_{10} এর ধাপে ধাপে আর্দ্র বিশ্লেষণের ফলে বিভিন্ন পলিফসফোরিক এসিড গঠিত হয় এবং সম্পূর্ণ আর্দ্র বিশ্লেষণের ফলে অর্থোফসফোরিক এসিড পাওয়া যায়। ৬.৮ চিত্রে P_4O_{10} এর আর্দ্র বিশ্লেষণ থেকে কয়েক প্রকার পলিফসফোরিক এসিড সৃষ্টি দেখানো হয়েছে

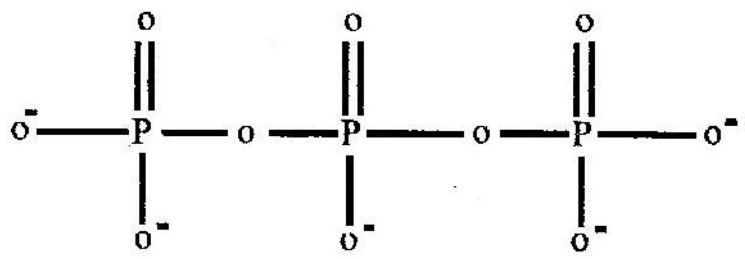
পলিফসফেটগুলো সরল শিকল পলিমার। পলিফসফোরিক এসিডগুলোতে ৪ গুলো OH গ্রুপ অবস্থিত থাকে তাদের সংখ্যা ঐ এসিডগুলোর ক্ষারকত্বের সমান হয়। যেমন তাইপলিফসফোরিক এসিডের ক্ষারকত্ব চার, ট্রাইপলিফসফোরিক এসিডের ক্ষারকত্ব পাঁচ, টেট্রাপলিফসফোরিক এসিডের ক্ষারকত্ব ছয় এবং টেট্রামেটাফসফোরিক এসিডের ক্ষারকত্ব চার



অনেক ধরনের পলিফসফেট লবণ পাওয়া যায় এদের অ্যানায়নগুলোর গঠন সরল শিকল, শব্দ শিকল অথবা বলয় বা চক্র দিয়ে হতে পারে। সরল শিকল পলিফসফেট লবণের অ্যানায়নের সংকেত $[P_nO_{3n+1}]^{(n+2)-}$; উদাহরণ : $[P_2O_7]^{4-}$ (একটি ডাইফসফেট বা পাইরোফসফেট) এবং $[P_3O_{10}]^{5-}$ (একটি ট্রাইফসফেট)

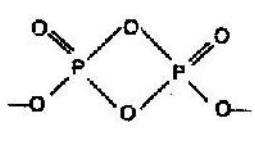


[P₂O₇]⁴⁻ আয়ন

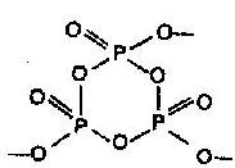


[P₃O₁₀]³⁻ আয়ন

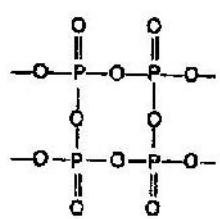
চক্রিক পলিফসফেটগুলো মেটাফসফেট নামে পরিচিত। মেটাফসফেট অ্যানায়নের সাধারণ সংকেত [P_nO_{3n}]ⁿ⁻; উদাহরণ : তাইমেটাফসফেট আয়ন [P₂O₆]²⁻, টাইমেটাফসফেট আয়ন [P₃O₉]³⁻, টেট্রামেটাফসফেট আয়ন [P₄O₁₂]⁴⁻।



[P₂O₆]²⁻ আয়ন

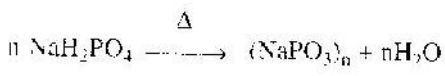


[P₃O₉]³⁻ আয়ন

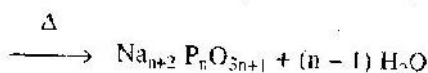
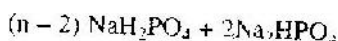


[P₄O₁₂]⁴⁻ আয়ন

অর্থাৎফসফেট লবণকে বিভিন্ন তাপমাত্রায় (300 - 1200°C) উত্তপ্ত করে বিভিন্ন প্রকার পলিফসফেট লবণ প্রস্তুত করা যায় :

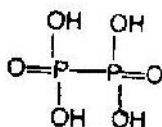


মেটাফসফেট

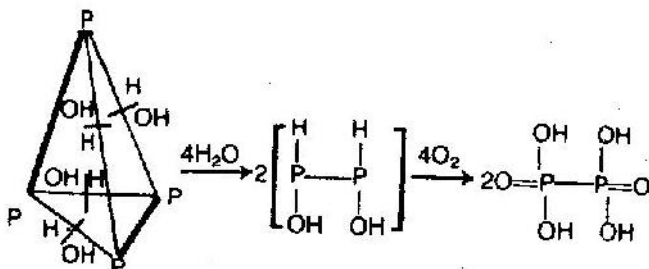


পলিকসফেট

হাইপোফসফোরিক এসিড, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$: হাইপোফসফোরিক এসিড অণুতে P-P বন্ধন থাকে, এখানে P এর জারণ সংখ্যা +4, পাইরোফসফোরিক এসিড অপেক্ষা এর অণুতে একটি O পরমাণু কম থাকে। এর গাঠনিক সংকেত, নিম্নরূপ :



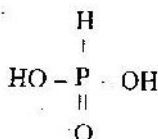
এ অণুতে চারটি OH গ্রুপ থাকায় এর ক্ষারকত্ব চার। লাল ফসফরাসকে NaOCl দ্রবণ দ্বারা আর্দ্র বিশ্লেষণ এবং জারণ করে অথবা হলুদ ফসফরাসকে পানি ও অক্সিজেন দ্বারা আর্দ্র বিশ্লেষণ ও জারণ করে হাইপোফসফোরিক এসিড প্রস্তুত করা যায়।



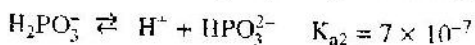
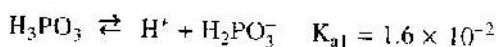
ফসফোরাস এসিড শ্রেণী (The phosphorous acid series)

সবগুলো ফসফোরাস এসিডে ফসফোরাসের জারণ অবস্থা +3। এগুলোতে P-H বন্ধন উপস্থিত থাকায় এরা বিজারক হিসেবে কাজ করে।

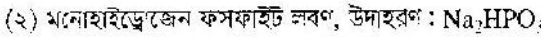
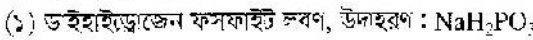
অর্থোফসফোরাস এসিড, H_3PO_3 : অর্থোফসফোরাস এসিডের গাঠনিক সংকেত নিম্নরূপ :



সাধারণভাবে এটি ফসফোরাস এসিড নামে পরিচিত। এ অণুতে দুটি OH গ্রুপ উপস্থিত থাকায় এটি একটি দ্বি-ক্ষারকীয় এসিড।

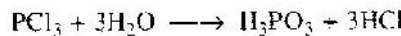
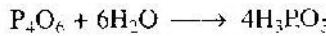


অতএব H_3PO_3 দুই বকম লবণ গঠন করে :



ফসফাইট লবণগুলো ক্ষারীয় দ্রবণে তীব্র বিজারক পদার্থ হিসেবে কাজ করে। এসিডীয় দ্রবণে এর H_3PO_3 গঠন করে যা নিজেও একটি মোটামুটি সবল বিজারক পদার্থ।

P_4O_6 এবং PCl_3 এর আর্দ্র বিশ্লেষণ করে ফসফোরাস এসিড পাওয়া যায়।



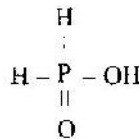
মেটাফসফোরাস এসিড, $(HPO_2)_n$; নিম্ন চাপে PH_3 এর জারণ করে মেটাফসফোরাস এসিড প্রস্তুত করা যায়।

নিম্ন চাপ

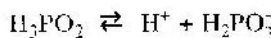


এর গঠন সঠিকভাবে জানা যায়নি। সম্ভবত এটি একটি চক্রিক পলিমার যৌগ।

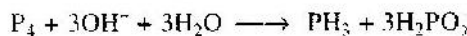
হাইপোফসফোরাস এসিড, H_3PO_2 ; হাইপোফসফোরাস এসিডের গাঠনিক সংকেত নিম্নরূপ :



এ অণুতে দুটি হাইড্রোজেন পরমাণু সরাসরি P এর সাথে যুক্ত থাকে এবং কেবল একটি OH গ্রুপ থাকে। এজন্য এটি একটি এক-ক্ষারকীয় এসিড।

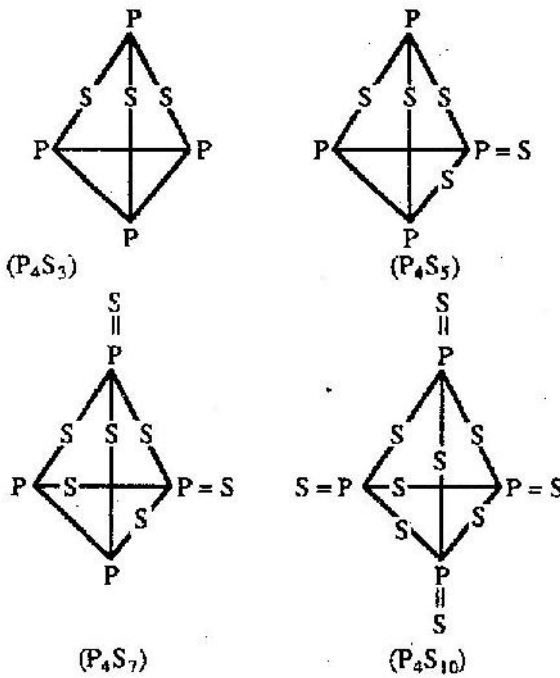


এটি একটি তীব্র বিজারক পদার্থ। এ এসিডের লবণগুলোকে হাইপোফসফাইট বলা হয়। কাঠের বিরঞ্জন করতে এবং কাগজ প্রস্তুতের জন্য সোডিয়াম হাইপোফসফাইট NaH_2PO_2 ব্যবহার করা হয়। ক্ষারীয় দ্রবণে ফসফোরাসের আর্দ্র বিশ্লেষণ করে হাইপোফসফোরাস এসিড প্রস্তুত করা হয়।



ফসফোরাসের সালফাইড যৌগসমূহ (Sulphides of Phosphorus)

ফসফোরাস এবং সালফারের মিশ্রণকে $100^\circ C$ অপেক্ষা উচ্চ তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করলে মৌল দুটির অনুপাতের উপর নির্ভর করে P_4S_3 , P_4S_5 , P_4S_7 এবং P_4S_{10} যৌগগুলো পাওয়া যায়। অন্য বিক্রিয়ার মাধ্যমে আরো দুটি সালফাইড যৌগ P_4S_6 এবং P_4S_8 প্রস্তুত করা যায়। ৬, ৮ চিত্রে কয়েকটি ফসফোরাস সালফাইড যৌগের গাঠনিক সংকেত দেখানো হয়েছে।

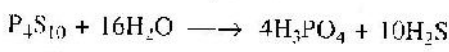


চিত্র ৬.৮ : কয়েকটি ফসফরাস সালফাইডের গাঠনিক সংকেত।

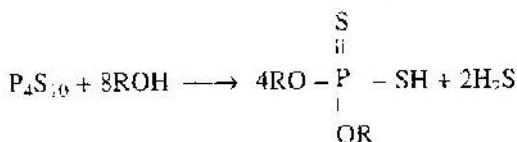
P₄S₁₀ এর গঠন P₂O₁₀ এর গঠনের অনুরূপ, কিন্তু আশ্চর্যের বিষয় যে, P₄S₆ গঠিত হয়

P₄S₃ সবগুলো সালফাইডের মধ্যে সবচেয়ে বেশি সুস্থিত। নিষ্ক্রিয় আবহাওয়ায় লাল P এবং S এর সঠিক পরিমাণের মিশ্রণকে 180°C তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করে এটি প্রস্তুত করা হয়। টলুইন, ক্যামফর, সালফাইড ইত্যাদি তৈরি করার জন্য এটি দ্রবণীয়। বাণিজ্যিকভাবে দিয়াশলাই প্রস্তুত করার জন্য এটি বহুল পরিমাণে ব্যবহৃত হয়। দিয়াশলাই এর কাঠির সাথে P₄S₃ এবং KClO₃ এর মিশ্রণ থাকে। ম্যাচ বাতের সাথে কাঠির ঘর্ষণের ফলে যে তাপ উৎপন্ন হয় তাতে P₄S₃ এবং KClO₃ এর মিশ্রণ জ্বলে উঠে।

P₄S₁₀ আর একটি অতি প্রয়োজনীয় সালফাইড। সদা ফসফরাসের সাথে কিছুটা অতিরিক্ত পরিমাণ সালফার মিশিয়ে মিশ্রণকে 300°C তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করলে P₄S₁₀ গঠিত হয়। পানির সাথে বিক্রিয়া করে P₂O₁₀ এর মতো এটিও H₃PO₄ গঠন করে।

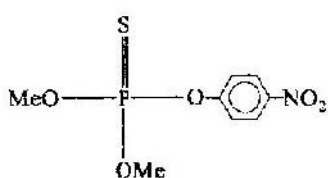


P₄S₁₀ এর দুটি গুরুত্বপূর্ণ বিক্রিয়া হলো অ্যালকোহল এবং ফেনলের সাথে বিক্রিয়া।

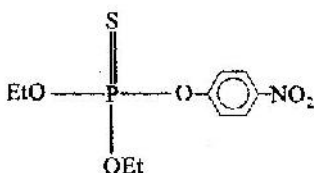


(R = অ্যালকাইল অথবা ফিনাইল মূলক)

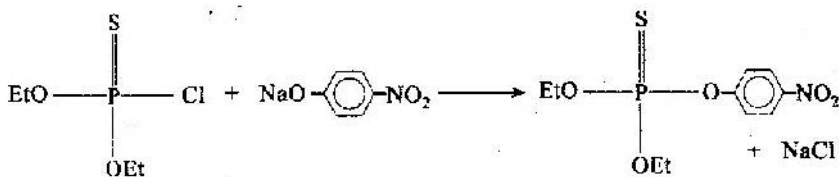
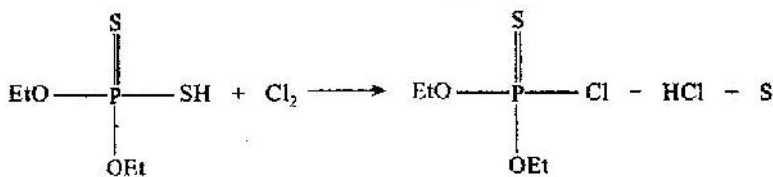
এ বিক্রিয়া থেকে ডাইঅ্যালকাইল অথবা ডাইঅ্যারাইল ডাইথায়োফসফোরিক এসিড পাওয়া যায়। কীটনাশক ঔষধ প্রস্তুতের জন্য এগুলো ব্যবহার করা হয়। নিচে ডাইইথাইল ডাইথায়োফসফোরিক এসিড থেকে অতি শক্তিশালী কীটনাশক পদার্থ প্যারাথায়ন প্রস্তুতের বিক্রিয়া দেখানো হয়েছে। একই পদ্ধতিতে মিথাইল জাওক ব্যবহার করে আর একটি কীটনাশক পদার্থ মিথাইলপ্যারাথায়ন প্রস্তুত করা যায়।



মিথাইলপ্যারাথায়ন



প্যারাথায়ন

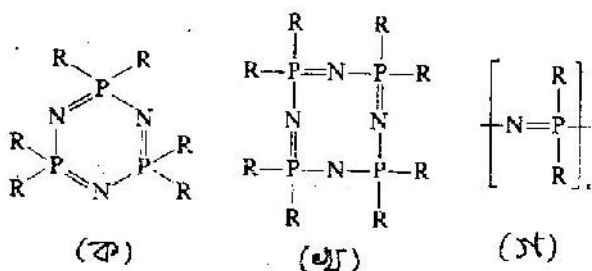


প্যারাথায়ন

ফসফরাস-নাইট্রোজেন যৌগসমূহ (Phosphorus-Nitrogen Compounds)

P - N এবং P = N বন্ধনযুক্ত অনেক যৌগ আছে। $R_2N - P$ বন্ধন যথেষ্ট সুস্থিত। $R_2N - PR_2$, $R_2N - PA_3$ এবং $R_2N - PX_2$ গ্রুপ সংবলিত অনেক সরল শিকল এবং চক্রিক যৌগ রয়েছে।

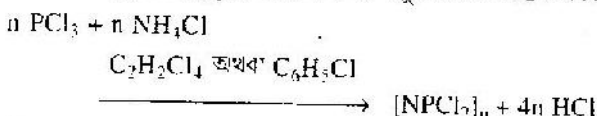
ফসফাজিনগুলো হলো সরল শিকল অথবা চক্রিক যৌগ যোগ্যেতে একান্তরভাবে ফসফরাস এবং নাইট্রোজেন পরমাণু অবস্থিত থাকে এবং প্রতিটি ফসফরাস পরমাণুর সাথে দুটি করে প্রতিস্থাপক গ্রুপ যুক্ত থাকে। ফসফাজিনগুলোর তিন ধরনের প্রধান গঠনিক বিন্যাস হলো চক্রিক ট্রাইমার, চক্রিক টেট্রামার এবং সরল শিকল ওলিগোমার (oligomer) বা উচ্চ পলিমার। ৬.৯ চিত্রে এ তিন ধরনের কাঠামো দেখানো হয়েছে।



চিত্র ৬.৯ : ফসফাজিন যৌগের তিন ধরনের গাঠনিক কাঠামো। (ক) চার্লিক ট্রাইমার, (খ) চার্লিক টেট্রামার, (গ) শিকল বা উচ্চ পলিমার।

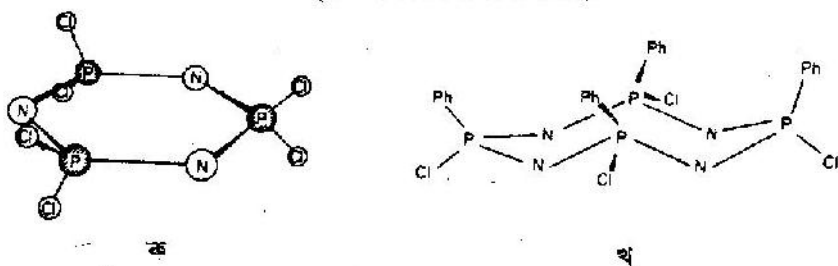
যদিও গাঠনিক কাঠামোতে P এবং N এর মধ্যে একাধরভাবে দ্বি-বন্ধন এবং একক বন্ধন দেখানো হয়, প্রকৃতপক্ষে সবগুলো P-N দূরত্ব সমান। অতএব সবগুলো P-N বন্ধনের বন্ধন ক্রম 1.5।

বিভিন্ন প্রকার ফসফাজিন যৌগ প্রস্তুতের জন্য একটি প্রাথমিক যৌগ হলো হেক্সাক্লোরোসাইক্লোট্রাইফসফাজিন, $[NPCl_2]_3$ । নিচের বিক্রিয়া অনুসারে এটি প্রস্তুত করা যায় :

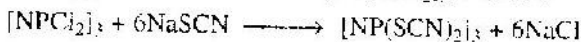


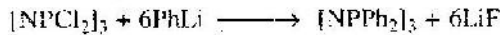
এ বিক্রিয়া থেকে বিভিন্ন চার্লিক $[NPCl_2]_n$ যৌগের একটি মিশ্রণ পাওয়া যায় যেখানে $n = 3, 4, 5, \dots$; এ ছাড়া কিছু নিম্ন আণবিক ওজনবিশিষ্ট সরল শিকল পলিমারও গঠিত হয়। বিক্রিয়ার অবস্থা নিয়ন্ত্রণে রেখে $n = 3$ অথবা 4 বিশিষ্ট চার্লিক যৌগ প্রায় 90% পরিমাণে উৎপাদন করা যায়। অধিকাংশ ছয় সদস্যের চার্লিক যৌগগুলো সমতলীয় হয় কিন্তু বৃহৎ চক্রগুলো বিষমতলীয় হয়। যেমন আট সদস্যের চক্রগুলোর গঠন 'চেয়ার' এবং 'বৌকার' মতো হতে পারে। ৬.১০ চিত্রে $[NPCl_2]_3$ এবং $[NPCl_2]_4$ যৌগ দুটির গাঠনিক কাঠামো দেখানো হয়েছে।

ফসফাজিন যৌগগুলোর অধিকাংশ বিক্রিয়া হলো ফসফরাসের সাথে সংযুক্ত প্রতিস্থাপকগুলোকে নিউক্লীয়ফাইল মূলক (উদাহরণ : OH^- , OR^- , NR_2^- , R^- ইত্যাদি) দ্বারা প্রতিস্থাপন। নিচে এ ধরনের বিক্রিয়াগুলোর সমীকরণ দেখানো হয়েছে।

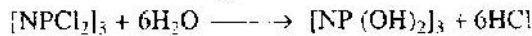


চিত্র ৬.১০ : দুটি ফসফাজিন যৌগের গাঠনিক কাঠামো। (ক) $[NPCl_2]_3$, (খ) $\text{all-cis-[NPClPh]}_3$ ।

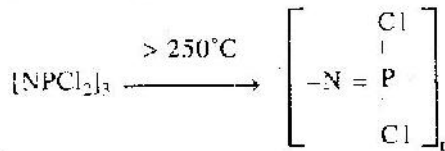




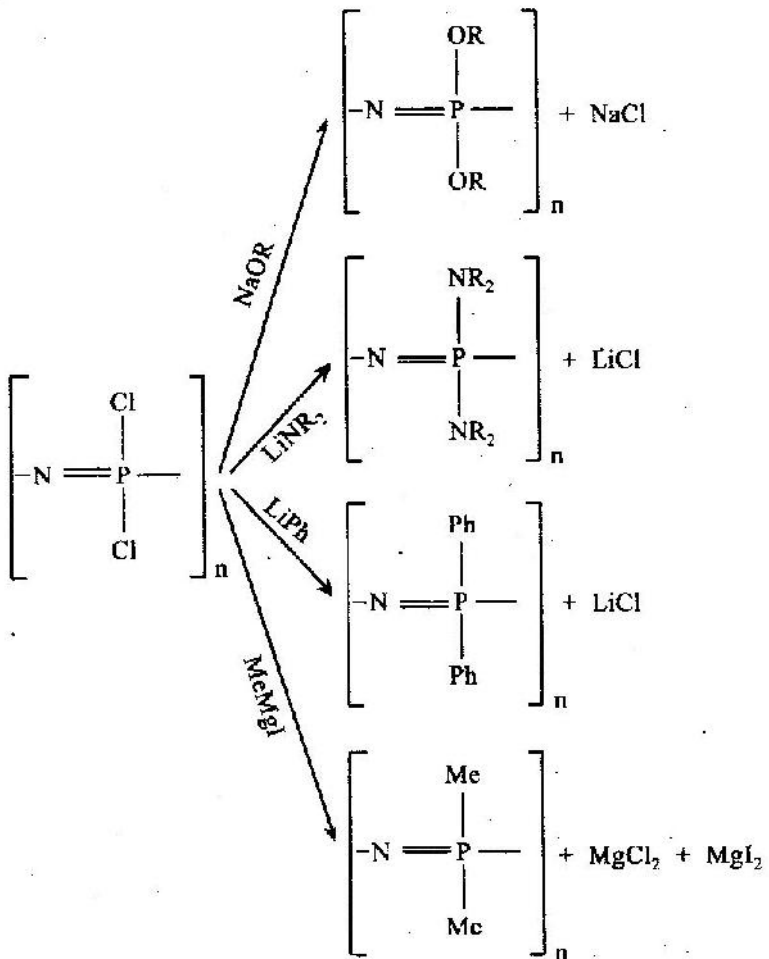
$[\text{NPCl}_2]_3$ অতি সহজেই পানি দ্বারা অর্ধ বিশ্লেষিত হয়।



250°C তাপমাত্রার উপরে উত্তপ্ত করলে হেত্রাক্লোরোসাইক্লোট্রাইফসফোজিনের বলয় খুলে গিয়ে দীর্ঘ সরল শিকল পলিমার গঠিত হয়।



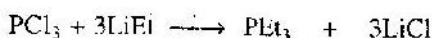
ডাইক্লোরোপলিমার যৌগটি যদি পানির সংস্পর্শে সহজেই অর্ধ বিশ্লেষিত হয়, বিভিন্ন নিউক্লীয়ফাইলের সাথে এর বিক্রিয়া করে বিভিন্ন প্রকার পলিমার প্রস্তুত করা যায়।



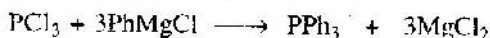
ফসফরাসের সাথে সংযুক্ত গ্রুপগুলোর প্রকৃতির উপর নির্ভর করে পলিমার যৌগগুলোর প্রকৃতি নির্ভর করে। গ্রুপগুলো পারফ্লোরোঅ্যালকোজি, যেমন CF_3 , (CF_2) , CH_2O , অথবা অ্যামাইড, যেমন $-NHCH_3$, হলে অতি প্রয়োজনীয় এবং সুস্থিত তন্তু এবং ইলাস্টোমার পাওয়া যায়।

জৈব-ধাতব যৌগসমূহ (Organometallic Compounds)

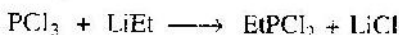
P, As, Sb এবং Bi এর ট্রাইহ্যালাইড যৌগসমূহ সহজেই লিথিয়াম বিকারক এবং গ্লিগনার্ড বিকারকের সাথে বিক্রিয়া করে অ্যালকইল এবং অ্যারাইল যৌগ গঠন করে। টারসিয়ারি ফসফিন যৌগসমূহ সবচেয়ে বেশি পরিচিত:



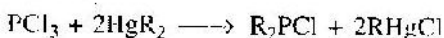
ট্রাইইথাইল ফসফিন



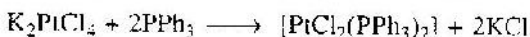
P, As, Sb এবং Bi এর ট্রাইমিথাইল জাতকগুলো বাতাসের সাথে বিক্রিয়া করে, কিন্তু ট্রাইঅ্যারাইল যৌগগুলো বাতাসে সুস্থিত। ট্রাইহ্যালাইড যৌগ অধিক পরিমাণে ব্যবহার করে অথবা কোনো দুর্বল অ্যালকইল বা অ্যারাইল গ্রুপ সরবরাহকারী বিকারক ব্যবহার করে মিশ্র হ্যালাজেন জৈব যৌগসমূহ প্রস্তুত করা যায়।



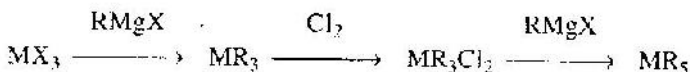
(অধিক পরিমাণ)



MR_3 যৌগগুলোর আকৃতি পিরামিডের মতো। PR_3 এবং AsR_3 শক্তিশালী লিগ্যান্ড হিসেবে কাজ করে, ফলে বিভিন্ন ধাতুর সাথে এরা অসংখ্য জটিল যৌগ গঠন করে। উদাহরণ:



নিচের বিক্রিয়া ক্রম অনুসরণ করে অ্যান্টিমনি এবং বিসমথের পেন্টাঅ্যারাইল যৌগ প্রস্তুত করা যায়:

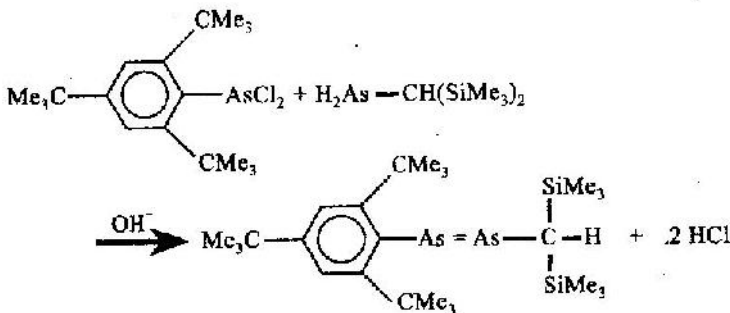
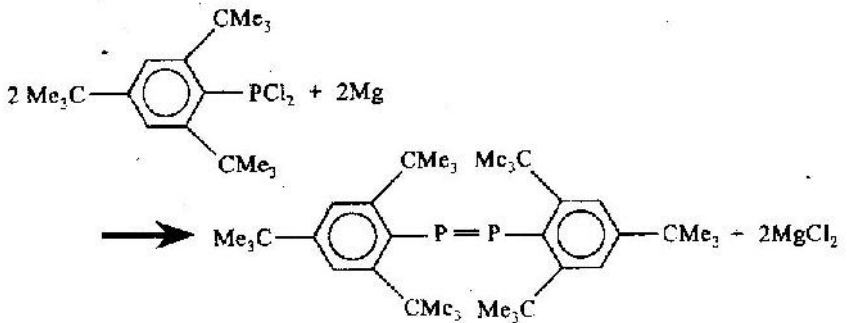
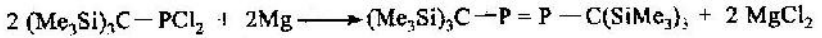


(M = Sb, Bi; R = অ্যারাইল গ্রুপ)

ফসফরাস-ফসফরাস এবং আর্সেনিক-আর্সেনিক দ্বি-বন্ধনযুক্ত যৌগসমূহ (Compounds Containing Phosphorus-Phosphorus and Arsenic-Arsenic Double Bonds)

আগে মনে করা হতো যে, $P = P$ এবং $As = As$ দ্বি-বন্ধন গঠিত হতে পারে না। কিন্তু সাম্প্রতিককালে এরূপ দ্বি-বন্ধনযুক্ত কতিপয় যৌগ প্রস্তুত করা সম্ভব হয়েছে। হিসাব করে দেখা যায়, $N = N$ π বন্ধনের তুলনায় $P = P$ এবং $As = As$ π বন্ধন যথেষ্ট দুর্বল হলেও এরূপ π বন্ধনের শক্তি একেবারে কম নয়। যেমন $P = P$ π বন্ধনের শক্তি আনুমানিক 150 kJ mol^{-1} ।

এটি সত্য যে $P = P$ এবং $As = As$ দ্বি-বন্ধনযুক্ত যৌগ সহজে প্রস্তুত করা যায় না। এর প্রধান কারণ হলো এদের π বন্ধনটি দুর্বল হওয়ায় এটি সহজে ভেঙ্গে গিয়ে একক বন্ধনযুক্ত চাক্রিক অণু গঠন করে। P বা As এর সাথে অতি বৃহৎ আকারের জৈব গ্রুপ সংযুক্ত করে চাক্রিক যৌগ গঠনের প্রবণতা রোধ করা যায়। এরূপ ক্ষেত্রে $P = P$ এবং $As = As$ দ্বি-বন্ধনযুক্ত যৌগ প্রস্তুত করা যায়। নিচে কয়েকটি উদাহরণ দেয়া হয়েছে।



প্রশ্নমালা

১। GrVA(15) মৌলসমূহের নাম, প্রতীক এবং ইলেকট্রন বিন্যাস লিখ। কি কি উপায়ে নাইট্রোজেন রাসায়নিক বন্ধন গঠন করে তা ব্যাখ্যা কর। ফসফরাস পাঁচটি সমযোজী বন্ধন গঠন করতে পারে, কিন্তু নাইট্রোজেন তা পারে না কেন?

২। নাইট্রোজেন একটি দ্বি-পরমাণুক অণু গঠন করে এবং এটি মেটামুটিভাবে নিষ্ক্রিয়, কিন্তু ফসফরাস চার-পরমাণুক অণু গঠন করে এবং এটি যথেষ্ট সক্রিয়। এরূপ পার্থক্যের কারণ ব্যাখ্যা কর।

৩। নাইট্রোজেন এবং ফসফরাসকে পর্যায় সারণির একই গ্রুপে অন্তর্ভুক্ত করার সমর্থনে বৃক্সিনমূহ এ দুটি মৌল এবং তাদের যৌগসমূহের ভৌত ও রাসায়নিক ধর্ম আলোচনা করে উপস্থাপন কর।

৪। নাইট্রোজেন এবং ফসফরাসের ভৌত এবং রাসায়নিক ধর্মগুলোর তুলনামূলক আলোচনা কর।

৫। বাতাসে নাইট্রোজেনের পরিমাণ কিতাবে স্থির থাকে তা নাইট্রোজেন চক্র আলোচনা করে ব্যাখ্যা কর।

৬। হ্যাবার পদ্ধতিতে কিতাবে অ্যামোনিয়া প্রস্তুত করা হয় তা মূলনীতিসহ আলোচনা কর। একটি সমযোজী অণু হওয়া সত্ত্বেও অ্যামোনিয়া পানিতে এত বেশি দ্রবণীয় হয় কেন?

৭। নাইট্রোজেনের অক্সাইডগুলোর নাম, সংকেত এবং গাঠনিক কাঠামো লিখ। প্রতিটি যৌগের একটি করে প্রস্তুত পদ্ধতি এবং একটি করে রাসায়নিক বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও।

৮। অ্যামোনিয়া, নাইট্রাস অক্সাইড এবং নাইট্রিক এসিড অণুর ইলেকট্রনিক সূত্র লিখ এবং এদের অণুতে উপস্থিত বন্ধনগুলোর কোনো পার্থক্য থাকলে তা নির্দেশ কর।

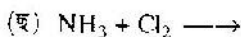
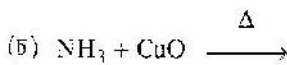
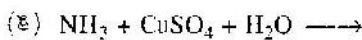
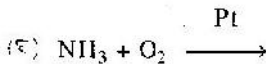
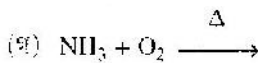
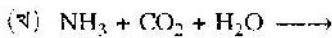
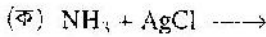
এ যৌগগুলো কিতাবে প্রস্তুত করা যায় তা সংক্ষেপে বর্ণনা কর। একটি করে উদাহরণ দাও :

(ক) অ্যামোনিয়া একটি বিজারক হিসেবে কাজ করে,

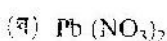
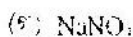
(খ) নাইট্রাস অক্সাইড একটি জারক হিসেবে কাজ করে,

(গ) নাইট্রিক এসিড একটি নাইট্রোমূলক সরবরাহকারী হিসেবে কাজ করে।

৯। অ্যামোনিয়ার নিম্নোক্ত বিক্রিয়াগুলোর সমীকরণ লিখ :

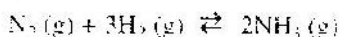


১০। নিচে উল্লিখিত পদার্থগুলো উত্তপ্ত করলে কি ঘটে তা রাসায়নিক সমীকরণসহ বর্ণনা কর :



১১. অ্যামোনিয়ার বিজারণ ধর্ম প্রমাণ করার জন্য দুটি রাসায়নিক বিক্রিয়ার সমীকরণ লিখ।

১২. (ক) হবোর পদ্ধতিতে অ্যামোনিয়া প্রস্তুতের বিক্রিয়াটি নিম্নরূপ :



$$\Delta H = -92 \text{ kJ mol}^{-1}$$

(i) লা শ্যাটেলিয়রের নীতি অনুসারে অ্যামোনিয়া উৎপাদনের জন্য সবচেয়ে সুবিধাজনক অবস্থা কি?

(ii) বাস্তবক্ষেত্রে অ্যামোনিয়া উৎপাদনের জন্য কিরূপ অবস্থা বেছে নেয়া হয়? এর কারণ কি?

(খ) শিল্পক্ষেত্রে অ্যামোনিয়া থেকে কিভাবে নাইট্রিক এসিড উৎপাদন করা হয় তা বর্ণনা কর।

১৩। NO এবং NO_2 আয়ন দুটি কি কি উপায়ে অংশান্তর ধাতুসহ সাথে লিগ্যান্ড হিসেবে যুক্ত হয় তা চিত্র একে দেখাও।

১৪। NO এবং NO_2 এর লুইস সংকেত আঁক। N_2O , এবং N_2O_4 অণুতে কিভাবে $\text{N}-\text{N}$ বন্ধন গঠিত হয় তা দেখাও।

১৫। N_2O_3 এবং N_2O_5 মনোমার হিসেবে অবস্থান করে কিন্তু ফসফরাসের ট্রাইঅক্সাইড এবং পেন্টাঅক্সাইড ডাইমার হিসেবে অবস্থান করে। কারণ ব্যাখ্যা কর।

১৬। হাইড্রাজিনের গাঠনিক কাঠমো আঁক এটি কিভাবে প্রস্তুত করা যায়? এর রাসায়নিক ধর্ম এবং ব্যবহার আলোচনা কর।

১৭। ফসফরাসের ক্লোরাইড এবং অক্সাইড যৌগগুলোর প্রস্তুত পদ্ধতি, ধর্ম এবং রাসায়নিক বিক্রিয়া বর্ণনা কর। নাইট্রোজেন একটি ক্লোরাইড যৌগ গঠন করলেও ফসফরাস কেন দুটি ক্লোরাইড যৌগ গঠন করে?

১৮। সাদা ফসফরাস এবং লাল ফসফরাসের মধ্যে কিভাবে পারস্পরিক পরিবর্তন ঘটানো যায়? লাল ফসফরাস সাদা ফসফরাসের তুলনায় কম সক্রিয় কেন?

১৯। NF_3 অত্যন্ত স্থিতিশীল, কিন্তু NCl_3 এবং NI_3 বিস্ফোরক পদার্থ; এরূপ পার্থক্যের কারণ কি?

২০। NF_3 লিগ্যান্ড হিসেবে কাজ করে না, কিন্তু PF_3 অবস্থান্তর ধাতুগুলোর সাথে অনেক জটিল যৌগ গঠন করে। কেন এরূপ হয়? PF_3 দ্বারা গঠিত কয়েকটি জটিল যৌগের উদাহরণ দাও।

২১। হাইড্রক্সিলঅ্যামিনের একটি প্রস্তুত পদ্ধতি বর্ণনা কর এবং এর একটি ব্যবহার উল্লেখ কর।

২২। নাইট্রোজেন এবং ফসফরাসের অক্সাইডগুলোর তুলনা কর।

২৩। ফসফরাসের অক্সাইড এবং সালফাইডগুলোর গাঠনিক কাঠামোর তুলনা কর।

২৪। নিচে উল্লেখিত যৌগগুলোর সাথে পানির বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও :

(ক) P_4O_6 , (খ) P_4O_{10} , (গ) PCl_3 , (ঘ) PCl_5 , (ঙ) Na_3P

২৫। PF_5 যৌগ গঠিত হলেও NF_5 যৌগ কেন গঠিত হয় না?

২৬। ফসফরাসের প্রধান আকরিকগুলো উল্লেখ কর এবং ফসফরাস প্রস্তুতির একটি পদ্ধতি সমীকরণসহ উল্লেখ কর। ফসফরাসকে পানির নিচে সংরক্ষণ করা হয় কেন?

২৭। ফসফরাসের রূপভেদগুলো আলোচনা কর এবং এদের রাসায়নিক সক্রিয়তার পার্থক্য ব্যাখ্যা কর।

২৮। হাইড্রোফেনিক এসিড কিভাবে প্রস্তুত করা যায়? এর আণবিক কাঠামো ঠেকে দেখাও। সমযোজী হ্যালাইডগুলো তীব্র বিশ্লেষক পদার্থ, কিন্তু আয়নিক অ্যাক্সাইড লবণগুলো সুস্থিত যৌগ। এরূপ পার্থক্যের কারণ কি?

২৯। নাইট্রোজেনের অক্সিডগুলোর নাম লিখ এবং এর লুইস সংকেত আঁক। NO_2 আয়ন এবং NO_2^+ আয়ন কি কি পদ্ধতিতে ধাতুর সাথে লিগ্যান্ড হিসেবে যুক্ত হতে পারে তা চিত্র ঠেকে দেখাও।

৩০। P_4O_6 এবং P_4O_{10} এর গাঠনিক চিত্র আঁক। কিভাবে P_4O_{10} অণুতে $p\pi-d\pi$ বন্ধন গঠিত হয় তা ব্যাখ্যা কর।

৩১। ফসফরাসের অক্সোএসিডগুলোর সংক্ষিপ্ত বিবরণ দাও।

৩২। ফসফরাসের পলিএসিডগুলো সংক্ষেপে বর্ণনা কর। P_4O_{10} এর ধাপে ধাপে আর্দ্র বিশ্লেষণে কিভাবে বিভিন্ন পলিএসিড গঠিত হয় তা একটি স্কীম ঠেকে দেখাও।

৩৩। হাইপোফসফোরিক এসিড কি? এটি কিভাবে প্রস্তুত করা যায়?

৩৪। বিভিন্ন প্রকার ফসফরাস এসিডগুলোর সংক্ষিপ্ত বিবরণ দাও।

৩৫। ফসফরাসের বিভিন্ন সালফাইড যৌগগুলো সম্পর্কে সংক্ষিপ্ত বিবরণ দাও।

৩৬। প্যারথায়ন কি? P_4S_{10} থেকে এটি কিভাবে প্রস্তুত করা যায় তা রাসায়নিক বিক্রিয়া দ্বারা দেখাও।

৩৭। ফসফজিন যৌগগুলো সম্পর্কে সংক্ষিপ্ত আলোচনা কর।

৩৮। দুটি $P = P$ দ্বি-বন্ধনযুক্ত যৌগের গাঠনিক কাঠামো আঁক এবং এগুলো কিভাবে প্রস্তুত করা যায় তা রাসায়নিক সমীকরণ লিখে দেখাও।

৩৯। ফসফেট শিলা থেকে কিভাবে অর্থেফসফোরিক এসিড প্রস্তুত করা যায়? অর্থেফসফোরিক এসিড থেকে কিভাবে অন্য ফসফেটিক এসিডগুলো প্রস্তুত করা যায়?

৪০। GrVA(15) মৌলগুলোর ধর্ম গ্রুপের উপর থেকে নিচের দিকে কিভাবে ক্রমশ পরিবর্তিত হয় তা আলোচনা কর।

৪১। কারণ ব্যাখ্যা কর :

- (১) তেত ফসফরাসকে পানির নিচে সংরক্ষণ করা হয়।
- (২) কাল ফসফরাস রাসায়নিকভাবে খুবই নিষ্ক্রিয়।
- (৩) NR_3 যৌগগুলো PR_3 যৌগগুলোর তুলনায় দুর্বল লিগ্যান্ড হিসেবে কাজ করে।
- (৪) R_3NO যৌগগুলো রাসায়নিকভাবে সক্রিয় কিন্তু R_3PO যৌগগুলো রাসায়নিকভাবে সক্রিয় নয়।
- (৫) হাইড্রাজেনিক এসিড অপেক্ষা অ্যাজাইড আয়ন বেশি সুস্থিত।

সপ্তম অধ্যায়

GrVIA(16) মৌলসমূহ : অক্সিজেন, সালফার, সেলিনিয়াম,
টেলুরিয়াম এবং পোলোনিয়াম

[GrVIA(16) Elements : Oxygen, Sulphur, Selenium,
Tellurium and Polonium]

সাধারণ আলোচনা (General Remarks)

অক্সিজেন, সালফার, সেলিনিয়াম, টেলুরিয়াম এবং পোলোনিয়াম এ পাঁচটি মৌল পর্যায় সারণির GrVIA(16) এর অন্তর্গত। পর্যায় সারণির যে কোনো গ্রুপের মতো এ গ্রুপের মৌলগুলোও পরমাণবিক সংখ্যা বাড়ার সাথে ক্রমশ অধিক ধাতব প্রকৃতি সম্পন্ন হয়। অক্সিজেন এবং সালফার সম্পূর্ণরূপে অধাতব মৌল, সেলিনিয়াম এবং টেলুরিয়াম ধাতু এবং অধাতুর মিশ্র প্রকৃতি দেখায় (এরা অর্ধ পরিবাহী) এবং পোলোনিয়াম একটি ধাতু। ৭, ১ সারণিতে মৌলগুলোর ইলেকট্রন বিন্যাস এবং ৭, ২ সারণিতে এদের কতিপয় পারমাণবিক এবং ভৌত ধর্মের উল্লেখ করা হয়েছে। অক্সিজেনের সাথে গ্রুপের অন্য মৌলগুলোর ধর্মের পার্থক্য অত্যন্ত প্রকট। অক্সিজেনের আকার অতি ক্ষুদ্র এবং এর যোজনী স্তরে কোনো π হরবিটাল নেই। এ দুটি কারণেই গ্রুপের অন্য মৌলগুলো থেকে অক্সিজেন এত পৃথক হয়। অক্সিজেন অত্যন্ত সক্রিয় এবং হিলিয়াম, নিয়ন ও অর্গন বাদে অন্য সকল মৌলের সাথেই এটি যৌগ গঠন করে। হ্যালোজেন মৌলসমূহ, কতিপয় মহান ধাতু (noble metals) এবং মহান গ্যাসগুলো (noble gases) বাদে অন্য সব মৌলের সাথে এটি সাধারণ তাপমাত্রায় অথবা উচ্চ তাপমাত্রায় সর্বাঙ্গি যুক্ত হয়। ভূ-পৃষ্ঠের মেট ওজনের প্রায় 50% হলো অক্সিজেনের ওজন।

সারণি ৭, ১ : GrVIA(16) মৌলসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাস।

মৌল	পারমাণবিক সংখ্যা	ইলেকট্রন বিন্যাস
অক্সিজেন	8	$1s^2 2s^2 2p^4$ বা $[\text{He}] 2s^2 2p^4$
সালফার	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ বা $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$
সেলিনিয়াম	34	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$ বা $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^4$
টেলুরিয়াম	52	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^4$ বা $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^4$
পোলোনিয়াম	84	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^4$ বা $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^4$

পর্যায় সারণীর প্রথম সারির মৌল হওয়ায় অক্সিজেন সর্বদাই অষ্টক নিয়ম (octet rule) মেনে চলে। নিচে উল্লেখিত চারটি উপায়ে এর যোজনী স্তর ইলেকট্রন দ্বারা পূর্ণ হয় এবং যোজনী স্তর ইলেকট্রনের সংখ্যা অষ্ট হয় :

(১) দুটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে O^{2-} আয়ন গঠন করে। উদাহরণ : $(Na^+)_2 O^{2-}$, $Ca^{2+} O^{2-}$ ইত্যাদি।

(২) দুটি একক সমযোজী বন্ধন গঠন করে। উদাহরণ : H_2O , Cl_2O ইত্যাদি।

(৩) একটি দ্বি-বন্ধন গঠন করে। উদাহরণ : CO_2 , SO_2 , R_2CO ইত্যাদি।

(৪) একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে এবং একটি সমযোজী বন্ধন গঠন করে। উদাহরণ : OH^+ , RO ইত্যাদি।

(৫) তিনটি অথবা চারটি সমযোজী বন্ধন গঠন করে। উদাহরণ : H_3O^+ , R_3OH^+ ইত্যাদি।

সালফার, সেলেনিয়াম, টেলুরিয়াম এবং পোলোনিয়ামের যোজনী স্তরে ফাঁকা d অরবিটালের উপস্থিতির কারণে এ মৌলগুলো খুব বেশি শক্তির পরিবর্তন না ঘটিয়েই এ অরবিটালগুলো ব্যবহার করে সমযোজী বন্ধন সৃষ্টি করতে পারে, ফলে এদের ক্ষেত্রে ইলেকট্রনের অষ্টক সম্প্রসারিত হয়। উদাহরণ হিসেবে সালফারের নিম্নোক্ত যৌগগুলো বিবেচনা করা যায় :

H_2S : S এর যোজনী স্তরে আটটি ইলেকট্রন,

SCl_4 : S এর যোজনী স্তরে দশটি ইলেকট্রন,

SF_6 : S এর যোজনী স্তরে বারটি ইলেকট্রন।

পোলোনিয়াম বাদে অন্য সবগুলো মৌল ২-১ জর্য়ুক্ত আয়ন গঠন করে। উদাহরণ : $(Na^+)_2 O^{2-}$, $(Na^+)_2 S^{2-}$, $(K^+)_2 Se^{2-}$ এবং $(K^+)_2 Te^{2-}$ । অত্যধিক ধাতব প্রকৃতির কারণে পোলোনিয়াম কোনো Po^{2-} আয়ন গঠন করে না। সবগুলো মৌলই সমযোজী বন্ধন গঠন করে। উদাহরণ : H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te এবং $H-Po$ । এ গ্রুপের সবচেয়ে ভারি দুটি মৌল (Te এবং Po) X^{4+} আয়ন গঠন করতে পারে। উদাহরণ : $Te^{4+} (O^{2-})_2$, $Po^{4+} (O^{2-})_2$ এবং $Po^{4+} (SO_4^{2-})_2$ ।

p_১ অরবিটাল ব্যবহার করে অক্সিজেন শক্তিশালী দ্বি-বন্ধন গঠন করে। অন্য মৌলগুলোও দ্বি-বন্ধন গঠন করে কিন্তু মৌলের পারমাণবিক সংখ্যার মান বৃদ্ধির সাথে তাদের দ্বি-বন্ধনগুলো ক্রমশ দুর্বল হয়। এ কারণেই CO_2 ($O=C=O$) একটি অত্যন্ত সুস্থিত যৌগ কিন্তু CS_2 ($S=C=S$) এর সুস্থিতি তুলনামূলকভাবে অনেক কম। দ্বি-বন্ধন গঠন করার পরিবর্তে CSe_2 এর ক্ষেত্রে একটি পাদিমার গঠিত হয় যেখানে C এবং Se এর মধ্যে কেবল একক বন্ধন উপস্থিত থাকে CTe_2 যৌগ আদৌ গঠিত হয় না।

মৌলগুলোর ইলেকট্রোনিগেটিভিটির মান $O > S > Se > Te > Po$ অনুক্রমে হ্রাস পায়। অক্সিজেন একটি অত্যন্ত ইলেকট্রোনিগেটিভ মৌল, ফ্লোরিনের পরেই এর স্থান। উচ্চ ইলেকট্রোনিগেটিভিটির কারণে অক্সিজেনের ক্ষেত্রে শক্তিশালী হাইড্রোজেন বন্ধন গঠিত হয়, সালফার খুব দুর্বল হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন করে এবং অন্য মৌলগুলো আদৌ হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন করে না।

সারণি ৭.২ : GrVIA(16) বৌলসমূহের রুতিপয় পারমাণবিক এবং ভৌত ধর্ম।

ধর্ম	অক্সিজেন	সালফার	সেলিনিয়াম	টেলুরিয়াম	পোলোনিয়াম
পারমাণবিক ব্যাসার্ধ (nm)	0.074	0.104	0.117	0.137	0.140
আয়নিক ব্যাসার্ধ, M^{2-} (nm)	0.140	0.184	0.198	0.221	
গলনাংক ($^{\circ}C$)	-218	119 (মলেকুলিক)	217 (হুসর)	450	254
শ্বুল্ভনাংক ($^{\circ}C$)	-183	445	685	990	960
প্রথম আয়নীকরণ শক্তি ($kJ mol^{-1}$)	1314	999	941	869	813
ইলেকট্রন আসক্তি $M+e^{-} \rightarrow M^{-}$ ($kJ mol^{-1}$)	-141	-200	-195	-190	-183
ইলেকট্রোনিগেটিভিটি (পলিং স্কেল)	3.4	2.6	2.6	2.0	2.0

গ্রুপের অন্য মৌলগুলোর সাথে সালফারের একটি বড় পার্থক্য হলো এর শিকড় এবং বয়ল গঠনের প্রবণতা। তাছাড়া নাইট্রোজেনের সাথে সালফার অনেকগুলো যৌগ গঠন করে যে ধরনের যৌগ এ গ্রুপের অন্য মৌলগুলো গঠন করতে পারে না।

O এবং S পরমাণুতে কেবল s এবং p ইলেকট্রন উপস্থিত থাকে কিন্তু Se এর 3d স্তরটি দশটি ইলেকট্রন ধারণ করে। এ ইলেকট্রনগুলো নিউক্লিয়াসের চার্টকে সকলভাবে আচ্ছাদন করতে পারে না বলে Se এর যেকোনো স্তরের ইলেকট্রনগুলো নিউক্লিয়াসের চার্ট দ্বারা বেশি করে আকর্ষিত হয় এবং এগুলো মুক্ত করণে অধিক শক্তির প্রয়োজন হয়। এ কারণেই Se এ গ্রুপের সর্বোচ্চ + জারণ অবস্থা (+6) দেখাও পারে না। অতএব ঘন HNO₃ দ্বারা জারিত হয়ে সালফার H₂SO₄ (S + VI) গঠন করে কিন্তু সেলিনিয়াম H₂SeO₃ (Se + IV) গঠন করে।

সেলিনিয়াম, টেলুরিয়াম এবং পোলোনিয়ামের সকল যৌগ অত্যন্ত বিষাক্ত, অতএব এগুলো নিয়ে সাবধানে কাজ করা উচিত। এদের জৈব জাতক এবং উদ্বায়ী যৌগসমূহ (যেমন H₂Se ও H₂Te) HCN অপেক্ষা প্রায় 100 গুণ বেশি বিষাক্ত।

পোলোনিয়াম একটি তেজস্ক্রিয় মৌল হওয়ায় এর রসায়ন খুব বেশি জানা যায় নি।

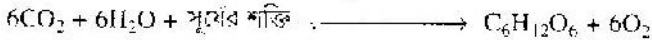
যেহেতু অক্সিজেন এবং সালফারের রসায়নে খুব অল্পই মিল রয়েছে সেজন্য এ দুটি মৌলকে পৃথকভাবে আলোচনা করা হয়েছে এবং Se, Te এবং Po এর গ্রুপ ধর্ম সংক্ষেপে একসাথে পৃথকভাবে আলোচনা করা হয়েছে।

অক্সিজেন Oxygen)

অক্সিজেনের উৎস এবং প্রাচুর্য (Occurrence and abundance of oxygen)

ভূ-পৃষ্ঠে সকল মৌলের মধ্যে অক্সিজেনের প্রাচুর্য সবচেয়ে বেশি। মুক্ত অবস্থায় O₂ অণু হিসেবে এটি বাতাসের আয়তনের প্রায় 21% গঠন করে এবং ওজন হিসেবে বাতাসে এর পরিমাণ প্রায় 23%। সালোক-সংশ্লেষণ (photosynthesis) নামক একটি জটিল প্রক্রিয়ায় বাতাসে অক্সিজেনের এ পরিমাণ সর্বদা স্থির। এ প্রক্রিয়ায় সবুজ উদ্ভিদ সূর্যের শক্তি শোষণ করে ক্লেোরোফিল নামক জৈব প্রভাবকের সহায়তায় বাতাসের CO₂ এবং H₂O থেকে কার্বোহাইড্রেট এবং অক্সিজেন গঠন করে।

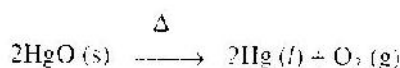
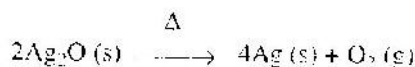
ক্লেোরোফিল



ভূ-ত্বকে এবং পানিতে ওজন হিসেবে এ মৌলটির পরিমাণ যথাক্রমে প্রায় 50% এবং 89%। বিশ্বব্যপক মনে হলোও চন্দ্র পৃষ্ঠেও অক্সিজেন প্রাচুর্যের দিক দিয়ে সবচেয়ে বেশি। সেখানে প্রতি পাঁচটি পরমাণুর মধ্যে গড়ে তিনটি হলো অক্সিজেন (ওজন হিসেবে 44.6%)। সকল প্রণীর বেচে থাকার জন্য অক্সিজেন একটি অতি প্রয়োজনীয় উপাদান। শ্বাসকার্য এবং বহু অক্সিজেন ছাড়া সম্ভব নয়। যদিও পানিতে অক্সিজেনের দ্রাব্যতা খুব কম, সাগরের প্রাণীকুল বেচে থাকার জন্য পানিতে যথেষ্ট পরিমাণে অক্সিজেন দ্রবীভূত থাকে।

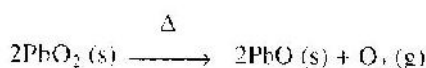
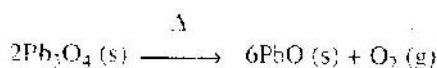
ল্যাবরেটরিতে অক্সিজেন প্রস্তুতের পদ্ধতিসমূহ : ল্যাবরেটরিতে বিভিন্ন পদ্ধতিতে অক্সিজেন প্রস্তুত করা যায় :

(১) অক্সাইড যৌগের তাপীয় বিয়োজন : যদিও অধিকাংশ অক্সাইড যৌগ তাপীয়ভাবে সুস্থিত, সিলভার এবং মারকারির অক্সাইড যৌগ তাপীয়ভাবে সুস্থিত নয়। এদেরকে উত্তপ্ত করে অক্সিজেন প্রস্তুত করা যায় :

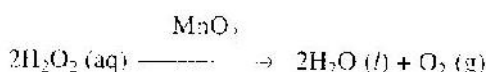


এই দুই প্রক্রিয়ায় দ্বিতীয় বিক্রিয়াটি গুরুত্বপূর্ণ, কারণ 1774 সালে প্রিস্টলি (Priestley) এ বিক্রিয়া করে অক্সিজেন প্রস্তুত করেছিলেন।

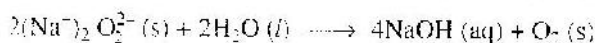
(২) উচ্চতর অক্সাইড যৌগের তাপীয় বিয়োজন : কতিপয় উচ্চতর অক্সাইড যৌগ, যেমন Pb_3O_4 এবং PbO_2 , উত্তপ্ত করলে অক্সিজেন উৎপন্ন করে এবং নিম্নতর অক্সাইড যৌগে পরিণত হয় :



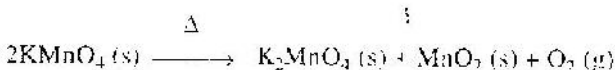
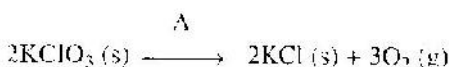
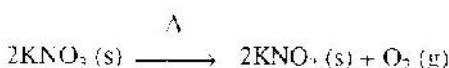
(৩) পারঅক্সাইড যৌগের তাপীয় বিয়োজন : ধাতু চূর্ণ, ম্যাংগানিজ ডাইঅক্সাইড ইত্যাদি প্রভাবকের উপস্থিতিতে হাইড্রোজেন পারঅক্সাইড সহজেই বিয়োজিত হয়ে পানি এবং অক্সিজেন উৎপন্ন করে।



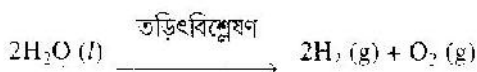
সতত পারঅক্সাইডগুলো, যেমন Na_2O_2 , পানির সাথে বিক্রিয়া করে অক্সিজেন উৎপন্ন করে :



(৪) অধিক পরিমাণ অক্সিজেন সংবলিত আনায়ন দ্বারা গঠিত লবণের তাপীয় বিয়োজন : উত্তপ্ত করলে বিয়োজিত হয়ে অক্সিজেন ছেড়ে দেয় এবং লবণের উদাহরণ হলো নাইট্রেট, ম্যাংগানেট (VII) এবং ক্লোরেট (V) লবণসমূহ :



(৫) পানির তড়িৎবিশ্লেষণ : এসিড অথবা ক্ষারযুক্ত পানিকে তড়িৎবিশ্লেষণ করলে ক্যাথোডে হাইড্রোজেন এবং অ্যানোডে অক্সিজেন উৎপন্ন হয়। বিশুদ্ধ পানির তড়িৎপরিবাহিতা খুব কম বলে এর সাথে এসিড বা ক্ষার যোগ করে পানিকে তড়িৎের উত্তম পরিবাহিতা পরিণত করা হয়।

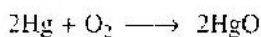
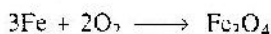


অক্সিজেন নিষ্কাশনের বাণিজ্যিক পদ্ধতি : বাণিজ্যিকভাবে বাতাস থেকে অক্সিজেন নিষ্কাশন করা হয়। প্রথমে বাতাস থেকে কার্বন ডাই-অক্সাইড এবং জলীয় বাষ্প মুক্ত করা হয়। অতঃপর অবশিষ্ট গ্যাস মিশ্রণকে শীতল করে পরিশীত করা হয় এবং আংশিক পাতন পদ্ধতিতে অক্সিজেন ও নাইট্রোজেন পৃথক করা হয়। -196°C তাপমাত্রায় নাইট্রোজেন পাতিত হয় এবং পাতন ফ্লাস্কে অবশিষ্ট তরলে প্রায় বিশুদ্ধ অক্সিজেন পাওয়া যায়।

অক্সিজেনের ধর্ম (Properties of oxygen)

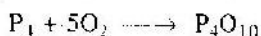
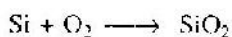
অক্সিজেন একটি বর্ণহীন এবং গন্ধহীন গ্যাস। এটি 183°C তাপমাত্রায় তরল এবং -218°C তাপমাত্রায় কঠিন হয়। রাসায়নিকভাবে এটি খুবই সক্রিয়। হ্যালোজেন মৌলসমূহ, কতিপয় মহান ধাতু এবং মহান গ্যাসগুলো বাদে অন্য সব মৌলের সাথেই অক্সিজেন সাধারণ তাপমাত্রায় অথবা উচ্চ তাপমাত্রায় সরাসরি যুক্ত হয়। এ গ্যাসের মধ্যে নিষ্কণক বিদ্যুৎ ফরম ঘটলে গ্যাসটি ওজনে পরিণত হয়। নিচে অক্সিজেনের কতিপয় রাসায়নিক বিক্রিয়া উল্লেখ করা হয়েছে।

(১) ধাতুর সাথে :



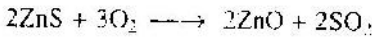
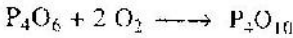
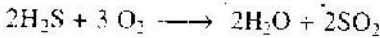
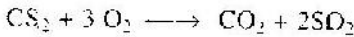
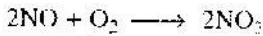
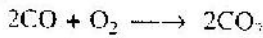
এভাবে সৃষ্ট ধাতব অক্সাইডগুলো মাটির একটি প্রধান উপাদান এবং কোনো কোনো অক্সাইড ধাতু নিষ্কাশনের প্রধান আকরিক।

(২) অধাতুর সাথে :



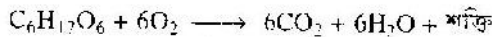
CO_2 মুক্ত অবস্থায় বাতাসে রয়েছে, SiO_2 মাটি গঠনের প্রধান উপাদান এবং পানি আমাদের কাছে সবচেয়ে বেশি পরিচিত রাসায়নিক যৌগ।

(৩) যৌগের সাথে :



অক্সিজেনের ব্যবহার (Uses of oxygen)

(১) সকল প্রাণী এবং উদ্ভিদের শ্বাসকার্যের জন্য অক্সিজেন অত্যাবশ্যিক। স্তন্যপায়ী জীবনের অস্তিত্বের জন্য অক্সিজেন প্রয়োজন। সকল প্রাণী শ্বাসকার্যের মাধ্যমে বাতাসের অক্সিজেন গ্রহণ করে শরীরের অভ্যন্তরে গ্লুকোজ থেকে কাজ করার শক্তি পায়।



(২) হাসপাতালে গুরুতর অসুস্থ রোগীর শ্বাসকার্য চালানোর জন্য অক্সিজেনসমৃদ্ধ বাতাস ব্যবহার করা হয়।

(৩) ধাতু কাটা এবং বালাই এর কাজে উচ্চ তাপমাত্রা সৃষ্টির জন্য হাইড্রোজেনের সাথে অক্সিজেন মিশিয়ে অক্সিজেন-হাইড্রোজেন শিখা এবং অ্যাসিটিলিনের সাথে অক্সিজেন মিশিয়ে অক্সিজেন-অ্যাসিটিলিন শিখা প্রস্তুতের জন্য অক্সিজেন ব্যবহৃত হয়।

(৪) আয়রন এবং স্টীল শিল্পে বিভিন্ন পর্যায়ে অক্সিজেন ব্যবহার করা হয়।

(৫) সমুদ্র পৃষ্ঠ থেকে অধিক উচ্চতায় (যেমন পর্বতে) উন্নতির জন্য অক্সিজেন মুখোশ ব্যবহার করা হয়।

(৬) পেইন্ট এবং কাগজকে সাদা করার জন্য ব্যবহৃত TiO_2 উৎপাদনের জন্য (যা $\text{TiCl}_4 + \text{O}_2$ এর বিক্রিয়া থেকে পাওয়া যায়) অক্সিজেন ব্যবহৃত হয়।

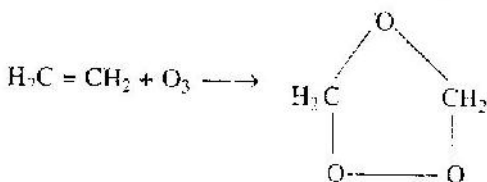
(৭) নাইট্রিক এসিড প্রস্তুতের জন্য অ্যামোনিয়াকে অক্সিজেনের সাথে বিক্রিয় করে নাইট্রিক অক্সাইডে পরিণত করা হয়। এর জন্য প্রচুর অক্সিজেন ব্যবহৃত হয়।

(৮) মহাকাশে কৃত্রিম উপগ্রহ পাঠানোর জন্য কেরোসিনের সাথে তরল অক্সিজেন মিশিয়ে জ্বালানো হয়। এতে প্রচুর তাপ সৃষ্টি হয়।

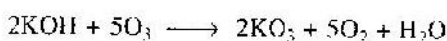
(৯) ডুবুরিয়া সাগরের ওলন্দে কাজ করার সময় তাদের সাথে অক্সিজেন বয়ে নিয়ে যান। পানির নিচে এ অক্সিজেন তারা শ্বাসকার্যের জন্য ব্যবহার করেন।

(১০) অনেক রাসায়নিক বিক্রিয়ার কৌশল নির্ণয়ের জন্য ট্রেসার (tracer) হিসেবে ^{18}O আইসোটোপ ব্যবহার করা হয়।

অন্যপক্ষে ক্রম যৌগগুলো ওজেনের সাথে বিক্রিয়া করে ওজোনাইড নামক বিশ্লেষণীয় যৌগ উৎপন্ন করে। $C=C$ দ্বি-বন্ধনের সাথে O_3 অণু যুক্ত হয়। উদাহরণ হিসেবে ইথিলিন ওজেনের সাথে বিক্রিয়া করে ইথিলিন ওজোনাইড গঠন করে :



কঠিন পটাশিয়াম হাইড্রক্সাইডের সাথে ওজেনের বিক্রিয়ায় কমলা বর্ণের পটাশিয়াম ওজোনাইড, KO_3 গঠিত হয় যার মধ্যে প্যারাম্যাগনেটিক O_3 আয়ন উপস্থিত থাকে।

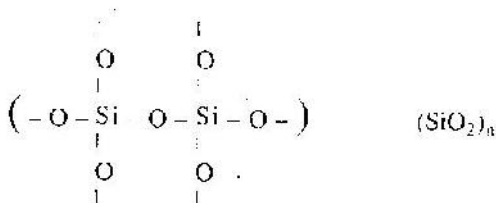


অক্সাইড যৌগসমূহ (The oxides)

ফলক মনন গ্যাসগুলো বাদে পর্যায় সারণির সব মৌলই অক্সাইড যৌগ গঠন করে এবং অধিকাংশ ক্ষেত্রে একই মৌলের একাধিক অক্সাইড যৌগ গঠিত হয়। অক্সাইড যৌগগুলোকে বিভিন্ন উপায়ে শ্রেণীবদ্ধ করা যায়। এর মধ্যে গাঠনিক কাঠামো এবং এসিড ফার প্রকৃতির উপর ভিত্তি করে শ্রেণীবদ্ধকরণ প্রতিটি দুটি সবচেয়ে বেশি উপযোগী।

গাঠনিক কাঠামোর উপর ভিত্তি করে অক্সাইড যৌগের শ্রেণীবদ্ধকরণ : অধিকাংশ ধাতুর অক্সাইডগুলো আয়নিক প্রকৃতিবিশিষ্ট এবং অধাতু এবং দুর্বল ধাতুর অক্সাইডগুলো সমযোজী প্রকৃতিবিশিষ্ট হয়। আয়নিক বা সমযোজী যে কোনো প্রকৃতির যৌগের ক্ষেত্রে চার ধরনের গাঠনিক কাঠামো পাওয়া যায় :

(১) দ্ব্যাতমিক অক্সাইড যৌগ : এ ধরনের যৌগে কেবল মৌল এবং অক্সিজেনের মধ্যে বন্ধন উপস্থিত থাকে। উদাহরণ : $Mg^{2+} O^{2-}$, $O=C=O$ এবং অতিক্রম অণু সিলিকন ডাইঅক্সাইড।



(২) পারঅক্সাইড যৌগ : এ ধরনের যৌগে মৌলের সাথে অক্সিজেনের বন্ধন বাদেও অক্সিজেন-অক্সিজেন বন্ধন উপস্থিত থাকে। উদাহরণ : $Ba^{2+} (O-O)^{2-}$ এবং $H-O-O-H$

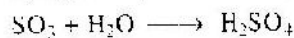
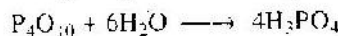
(৩) সাবঅক্সাইড যৌগ : এ ধরনের যৌগে মৌলের সাথে অক্সিজেনের বন্ধন বাদেও মৌলের পরমাণুগুলোর মধ্যে সরাসরি বন্ধন উপস্থিত থাকে। উদাহরণ : $O=C=C \equiv C=O$ ।

(৪) মিশ্র অক্সাইড যৌগ : এ ধরনের যৌগের গঠন এরূপ যে যৌগটিকে একই মৌলের দুটি অক্সাইডের সমন্বয় হিসেবে চিন্তা করা যায়। উদাহরণ : Pb_3O_4 ($2PbO \cdot PbO_2$) এবং Fe_3O_4 ($FeO \cdot Fe_2O_3$)।

এসিড-ক্ষার প্রকৃতির উপর ভিত্তি করে অক্সাইড যৌগের শ্রেণীবিভক্তকরণ : অক্সাইড যৌগের এসিড-ক্ষার প্রকৃতির উপর ভিত্তি করে এরূপ যৌগগুলোকে চার ভাগে বিভক্ত করা যায় :

(১) ক্ষারকীয় অক্সাইড : অধিক ইলেকট্রোপজিটিভ ধাতুগুলো এরূপ অক্সাইড গঠন করে। উদাহরণ হিসেবে $GrIA(1)$, $GrIIA(2)$ এবং ল্যান্থানাইড ধাতুগুলোর অক্সাইডগুলো সর্বদাই ক্ষারকীয় অক্সাইড হয়। এরা পানির সাথে বিক্রিয়া করে ক্ষার উৎপন্ন করে এবং এসিডের সাথে বিক্রিয়া করে লবণ উৎপন্ন করে। উদাহরণ : Na_2O , CaO , Tl_2O_3 , La_2O_3 ইত্যাদি। যখন একটি ধাতু একাধিক জারণ অবস্থায় থাকতে পারে এবং সেজন্য একাধিক অক্সাইড যৌগ গঠন করে তখন যে অক্সাইড যৌগটিতে ধাতুর জারণ অবস্থা সর্বনিম্ন হয় সেটি সবচেয়ে বেশি ক্ষারকীয় হয়। যেমন CrO , Cr_2O_3 এবং CrO_3 তিনটি অক্সাইড যৌগের মধ্যে প্রথমটিতে জারণ অবস্থা +2, দ্বিতীয়টিতে জারণ অবস্থা +3 এবং তৃতীয়টিতে জারণ অবস্থা +6 ; যৌগগুলোর মধ্যে CrO ক্ষারকীয়, Cr_2O_3 অ্যামফোটারিক এবং CrO_3 এসিডীয়।

(২) এসিডীয় অক্সাইড : অধিকাংশ অম্লত্ব মৌলের অক্সাইড যৌগ এসিডীয় হয়। এরা পানির সাথে বিক্রিয়া করে এসিড এবং ক্ষারের সাথে বিক্রিয়া করে লবণ উৎপন্ন করে। উদাহরণ : CO_2 , NO_2 , P_2O_{10} , SO_3 ইত্যাদি।



যে সব এসিডীয় অক্সাইড পানির সাথে বিক্রিয়া করে না তারা ক্ষারের সাথে বিক্রিয়া করে লবণ উৎপন্ন করে। যেমন SiO_2 ।



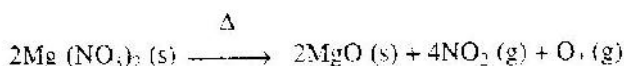
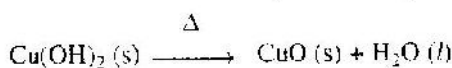
একটি অম্লত্ব মৌল যদি একাধিক অক্সাইড যৌগ গঠন করে তাহলে যেটির জারণ সংখ্যা সবচেয়ে বেশি হয় সেটি সবচেয়ে বেশি এসিডীয় হয়। উদাহরণ হিসেবে SO_2 এবং SO_3 অক্সাইড দুটিতে সালফারের জারণ অবস্থা যথাক্রমে +4 এবং +6, অতএব SO_3 বেশি এসিডীয়।

(৩) অ্যামফোটারিক অক্সাইড : অল্প ইলেকট্রোপজিটিভ মৌলগুলোর অক্সাইড যৌগগুলো অ্যামফোটারিক প্রকৃতির হয়। এরা তীব্র এসিড এবং তীব্র ক্ষার উভয়ের সাথে বিক্রিয়া করে লবণ উৎপন্ন করে। উদাহরণ : BeO , Al_2O_3 , Bi_2O_3 , ZnO ইত্যাদি।



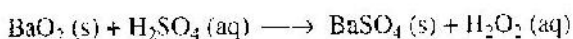
(৪) প্রশম অক্সাইড : যে সব অক্সাইড যৌগ পানি, এসিড দ্রবণ বা ক্ষার দ্রবণ কোনো কিছুর সাথে বিক্রিয়া করে না তাকে প্রশম অক্সাইড বলা হয়। উদাহরণ : CO , NO , N_2O , ইত্যাদি।

অক্সাইড যৌগসমূহের প্রস্তুত পদ্ধতি : সক্রিয় ধাতু এবং অনেকগুলো অম্লত্বের অক্সাইড যৌগ সরাসরি অক্সিজেনের সাথে বিক্রিয়া করে প্রস্তুত করা যায়। ধাতুর অক্সাইড যৌগ প্রস্তুতের অন্যতম পদ্ধতি হলো হাইড্রোক্সাইড, কার্বোনেট এবং নাইট্রেট যৌগের তাপীয় বিয়োজন। উদাহরণ :

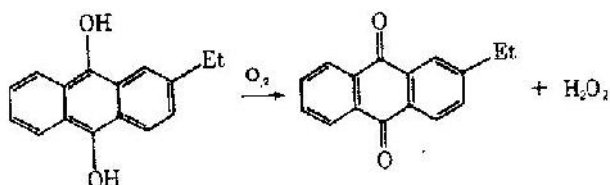


হাইড্রোজেন পারঅক্সাইড (Hydrogen peroxide)

ল্যাবরেটরিতে প্রস্তুত পদ্ধতি : 0°C তাপমাত্রায় সালফিউরিক এসিডের লঘু দ্রবণে বেরিয়াম পারঅক্সাইড যোগ করলে হাইড্রোজেন পারঅক্সাইড গঠিত হয়। হাইড্রোজেন পারঅক্সাইডের একটি লঘু দ্রবণ পাওয়া যায় যা সহজেই ফিল্টার করে উৎপন্ন বেরিয়াম সালফেট থেকে পৃথক করা যায়।

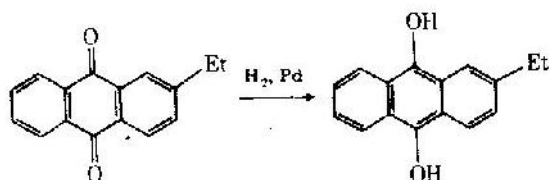


হাইড্রোজেন পারঅক্সাইডের শিল্পোৎপাদন : শিল্পক্ষেত্রে 2-ইথাইল অ্যানথ্রাকুইনলকে ক্রোমিয়ামের সাহায্যে জারিত করে 2-ইথাইল অ্যানথ্রাকুইনোন এবং হাইড্রোজেন পারঅক্সাইড পাওয়া যায়। উৎপন্ন 2-ইথাইল অ্যানথ্রাকুইনোনকে প্লাটিনাম বা প্যালডিয়াম প্রভাবকের উপস্থিতিতে হাইড্রোজেন দ্বারা বিজারিত করে পুনরায় 2-ইথাইল হাইড্রোকুইননে পরিণত করা হয়। এভাবে একটি চক্রিক পদ্ধতিতে ধারাবাহিকভাবে হাইড্রোজেন পারঅক্সাইড প্রস্তুত করা যায়। কাঁচামাল হিসেবে কেবল অক্সিজেন, হাইড্রোজেন এবং পানি ব্যবহৃত হয়। পানির দ্বারা নিষ্কাশন করে হাইড্রোজেন পারঅক্সাইডের একটি 20% দ্রবণ পাওয়া যায়।



2-ইথাইল অ্যানথ্রাকুইনল

2-ইথাইল অ্যানথ্রাকুইনোন



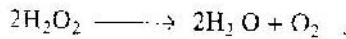
2-ইথাইল অ্যানথ্রাকুইনোন

2-ইথাইল অ্যানথ্রাকুইনল

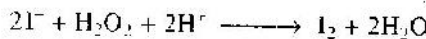
হাইড্রোজেন পারঅক্সাইডের লঘু জলীয় দ্রবণকে নিম্ন চাপে পাতিত করে গাঢ় দ্রবণ পাওয়া যায়। আলো, সূক্ষ্ম ধাতব চূর্ণ এবং MnO_2 সহজেই হাইড্রোজেন পারঅক্সাইডকে বিয়োজিত করে পানি এবং অক্সিজেন পরিণত করে। একটি পরিষ্কার ক্যানচে-বাদামি রং এর কাচের বা প্লাস্টিক বোতলে একে সংরক্ষণ করা যায়।

হাইড্রোজেন পারঅক্সাইডের ধর্ম : বিশুদ্ধ হাইড্রোজেন পারঅক্সাইড একটি ফিকে নীল সাদা তরল যা $150^\circ C$ তাপমাত্রায় বিয়োজনসহ ফুটে, কিন্তু নিম্ন চাপে একে পাতিত করা যায়। $-0.9^\circ C$ তাপমাত্রায় এটি জমট বাঁধে। পানির মতো হাইড্রোজেন বন্ধন গঠিত হয় বলে তরল অবস্থায় অনেকগুলো অণু একত্রিত থাকে।

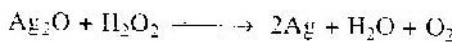
হাইড্রোজেন পারঅক্সাইড অতি সহজে বিয়োজিত হয়ে পানি এবং অক্সিজেন উৎপন্ন করে। সূক্ষ্ম ধাতব চূর্ণ এবং ম্যাঙ্গানিজ ডাইঅক্সাইড এরূপ বিয়োজনকে ত্বরান্বিত করে। আলোর উপস্থিতিতেও বিয়োজন দ্রুত হয়। $O-O$ বন্ধন যথেষ্ট শক্তিশালী নয় বলেই এটি বিয়োজিত হয়ে পানি এবং অক্সিজেন গঠন করে।



ল্যাবরেটরিতে হাইড্রোজেন পারঅক্সাইডকে সাধারণত একটি ৬% জলীয় দ্রবণ হিসেবে ব্যবহার করা হয়। এটি একটি শক্তিশালী জারক পদার্থ। নিচে এর কয়েকটি জারণ বিক্রিয়ার উদাহরণ দেয়া হলো।

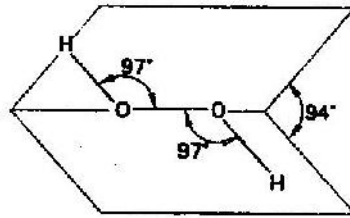


তীব্র জারক পদার্থ যেমন সিলভার অক্সাইড এবং এসিডযুক্ত $KMnO_4$ এর দ্রবণ একে একটি বিক্রমক হিসেবে কাজ করতে বাধ্য করে।



পটাশিয়াম ডাইক্রোমেটের এসিড মিশ্রিত দ্রবণে হাইড্রোজেন পারঅক্সাইড যোগ করলে ক্রোমিয়াম পারঅক্সাইড, CrO_5 , উৎপন্ন হয় যাকে ইথার দ্বারা নিষ্কাশিত করে একটি নীল দ্রবণ পাওয়া যায়। এ বিক্রিয়া দ্বারা হাইড্রোজেন পারঅক্সাইড সনাক্ত করা যায়।

হাইড্রোজেন পারঅক্সাইডের গাঠনিক কাঠামো : হাইড্রোজেন পারঅক্সাইডে দুটি $O-H$ গ্রুপ উপস্থিত থাকবে যা দুটি ভিন্ন সমতলে অবস্থিত হয়, এরা দুটি অক্সিজেন পরমাণু দ্বারা যুক্ত থাকে। নিচে এর গাঠনিক কাঠামো দেখানো হয়েছে (চিত্র ৭.১)।



চিত্র ৭.১ : হাইড্রোজেন পারঅক্সাইডের অণবিক কাঠামো

হাইড্রোজেন পারঅক্সাইডের ব্যবহার : একটি মৃদু ব্লিচিং এজেন্ট হিসেবে হাইড্রোজেন পারঅক্সাইড প্রধানত ব্যবহৃত হয়। অন্য ব্যবহারের মধ্যে উল্লেখযোগ্য হলো জৈব পরঅক্সাইড প্রস্তুতকরণ, এসব পরঅক্সাইড পলিমারকরণ বিক্রিয়া ঘটানোর জন্য ব্যবহৃত হয়। হাইড্রোজেন পারঅক্সাইড একটি প্রয়োজনীয় রকেট ত্বাণানি। অন্যান্য প্রয়োজনীয়, রাসায়নিক বিকারক পদার্থ প্রস্তুতের কাজেও এটি ব্যবহৃত হয়, যেমন কাপড় ফর্সা করার জন্য ব্যবহৃত সোডিয়াম পরঅক্সেবেরেটে, $\text{Na}_2[\text{B}_2(\text{O}_2)_2(\text{OH})_4] \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ প্রস্তুতের কাজে হাইড্রোজেন পারঅক্সাইড ব্যবহার করা হয়।

আয়নিক পারঅক্সাইডসমূহ (Ionic peroxides)

এরূপ যৌগে O_2^{2-} আয়ন উপস্থিত থাকে। ক্ষারবাত্ত, Ca, Sr এবং Ba আয়নিক পরঅক্সাইড গঠন করে। সোডিয়ামকে বাতাস দ্বারা জারিত করে সোডিয়াম পারঅক্সাইড বাণিজ্যিকভাবে প্রস্তুত করা হয়। এটি একটি হালুদ কঠিন পদার্থ যা 500°C তাপমাত্রা সুস্থিত, কিন্তু এটি সহজে পানি শোষণ করে।

পানি এবং লঘু এসিড দ্রবদের সাথে বিক্রিয়া করে আয়নিক পারঅক্সাইডগুলো হাইড্রোজেন পরঅক্সাইড গঠন করে।



সবগুলো আয়নিক পারঅক্সাইড তীব্র জারক পদার্থ। ক্ষার ধাতুর পারঅক্সাইডগুলো CO_2 এর সাথে বিক্রিয়া করে কার্বনেট লবণ উৎপন্ন করে।



আয়নিক সুপারঅক্সাইডসমূহ (Ionic superoxides)

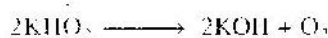
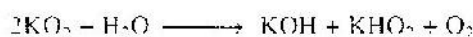
এরূপ যৌগে O_2^- আয়ন উপস্থিত থাকে। K, Rb এবং Cs এর সাথে অক্সিজেনের বিক্রিয়ায় এসব ধাতুর সুপার অক্সাইড পাওয়া যায়।



300 atm চাপে এবং 500°C তাপমাত্রায় সোডিয়াম পেরঅক্সাইডের সাথে অক্সিজেনের বিক্রিয়া করে সোডিয়াম সুপারঅক্সাইড পাওয়া যায়। লিথিয়াম সুপারঅক্সাইড প্রস্তুত করা যায় না।



সুপারঅক্সাইডগুলো তীব্র জ্বরক পদার্থ এবং পানির সাথে প্রবল ভেজে বিক্রিয়া করে।

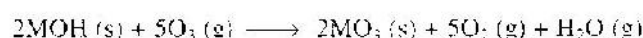


আবদ্ধ স্থানের CO_2 মুক্ত করে অক্সিজেন সরবরাহ করার জন্য সুপারঅক্সাইড ব্যবহৃত হয়। বিক্রিয়াটি নিম্নরূপ :

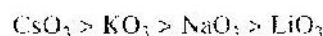


আয়নিক ওজোনাইডসমূহ (Ionic ozonides)

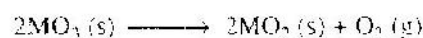
এরূপ যৌগে O_3^- আয়ন উপস্থিত থাকে। এটি একটি পর্যায়গণনাত্মক আয়ন যার মধ্যে একটি জোড়হীন ইলেকট্রন উপস্থিত থাকে। ক্ষার ধাতুর হাইড্রক্সাইডগুলো কঠিন অবস্থায় ওজনের সাথে বিক্রিয়া করে আয়নিক ওজোনাইড গঠন করে।



ওজোনাইডগুলোর তাপীয় স্থিতিশীলতার অনুক্রম হ'ল : পায় :



এরা বিযোজিত হয়ে সুপারঅক্সাইড এবং অক্সিজেন গঠন করে।



ওজোনাইড যৌগগুলো হলুদ, কমলা বা লাল রং এর কঠিন পদার্থ।

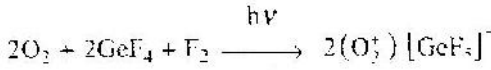
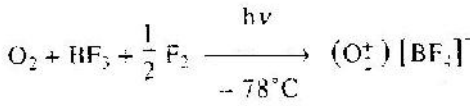
ডাইঅক্সিজেনাইল ক্যাটায়ন (Dioxygenyl cation)

O_2^- আয়নের কয়েকটি আয়নিক যৌগ প্রস্তুত করা সম্ভব হয়েছে। একটি উদাহরণ হলো $(\text{O}_2^+)_2$ $[\text{PtF}_6]^-$, এতে পর্যায়গণনাত্মক O_2^+ আয়ন উপস্থিত থাকে। এটি $\text{K}^+ [\text{PtF}_6]^-$ এর সমরূপী যৌগ। PtF_6 এর সাথে O_2 এর বিক্রিয়ায় এটি গঠিত হয় :



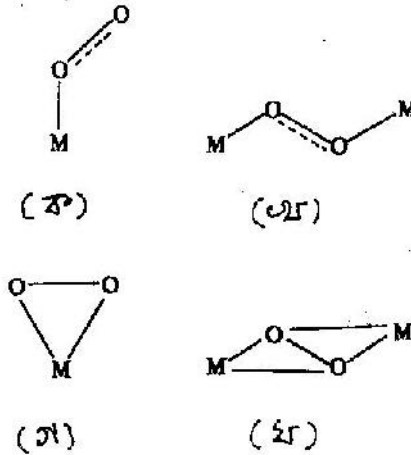
O_2^+ ক্যাটায়ন সম্বলিত অপর কয়েকটি যৌগের উদাহরণ হলো $(\text{O}_2^+)_2 [\text{BF}_4]^-$,

$(\text{O}_2^+)_2 [\text{GeF}_6]^-$ এবং $(\text{O}_2^+)_2 [\text{RhF}_6]^-$ ।



লিগ্যান্ড হিসেবে ডাইঅক্সিজেন (Dioxygen as a ligand)

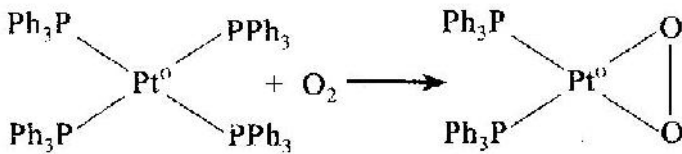
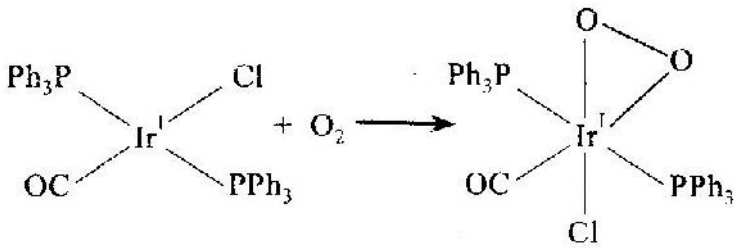
চারটি পৃথক পদ্ধতিতে ডাইঅক্সিজেন লিগ্যান্ড হিসেবে জটিল যৌগ গঠন করতে পারে। ৭.২ চিত্রে এ পদ্ধতিগুলো দেখানো হয়েছে।



চিত্র ৭.২ : ডাইঅক্সিজেনের লিগ্যান্ড হিসেবে যুক্ত হওয়ার চারটি পৃথক পদ্ধতি

যে সব জটিলে $\text{O}_2 : \text{M} = 1 : 1$ হয়, সেগুলোতে ধাতুর সাথে অক্সিজেনের প্রান্তীয় সংযোগ (৭.২ক) অথবা পাশাপাশি সংযোগ (৭.২গ) হতে পারে। হেমেগ্লোবিন এবং মায়োগ্লোবিন অক্সিজেনের সাথে $1 : 1$ জটিল গঠন করে যেখানে $\text{Fe} - \text{O}_2$ প্রান্তীয় সংযোগ সৃষ্টি হয়। অনেকগুলো সংশ্লেষিত যৌগে ধাতুর সাথে অক্সিজেনের প্রান্তীয় সংযোগ সৃষ্টি হয় যেখানে অন্ততলকীয় জটিলে ডাইঅক্সিজেন কেবল একটি সন্নিবেশ স্থান দখল করে। এরূপ যৌগগুলোতে ডাইঅক্সিজেন লিগ্যান্ডকে একটি সুপারঅক্সাইড আয়ন O_2^- হিসেবে বিবেচনা করা যায়।

পাশাপাশি সংযোগযুক্ত $1 : 1$ $\text{O}_2 - \text{M}$ জটিলগুলোর সংখ্যা অনেক। এরূপ যৌগে ডাইঅক্সিজেন দুটি সন্নিবেশ স্থান দখল করে এবং একে একটি পারঅক্সাইড আয়ন O_2^{2-} হিসেবে বিবেচনা করা যায়। নিচের বিক্রিয়া দুটিতে এরূপ দুটি জটিল গঠন দেখানো হয়েছে।



1 : 2 O – M যৌগগুলোও প্রাক্টীয় সংযোগ (৭.২খ) এবং পাশাপাশি সংযোগ (৭.২ঘ) এর মাধ্যমে গঠিত হতে পারে। এদেরকেও পারঅক্সাইড জটিল হিসেবে বিবেচনা করা যায়।

অক্সিজেনের ফ্লোরাইড যৌগসমূহ (Oxygen fluorides)

ফ্লোরিন অক্সিজেন অপেক্ষা অধিক ইলেকট্রোনেগেটিভ মৌল হওয়ায় অক্সিজেনের সাথে ফ্লোরিনের যৌগগুলোকে অক্সিজেন ফ্লোরাইড বলা হয়। এদেরকে ফ্লোরিন অক্সাইড বলা ঠিক নয়। বরকে ড্বালনিব দ্বারক হিসেবে ব্যবহারের জন্য অক্সিজেন ফ্লোরাইড যৌগগুলো গুরুত্বপূর্ণ।

অক্সিজেন ডাইফ্লোরাইড, OF_2 : এ যৌগটি নিচে উল্লেখিত তিনটি পদ্ধতিতে প্রস্তুত করা যায় :

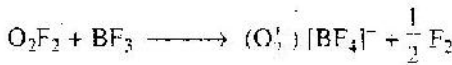
- (১) ২% NaOH দ্রবণের মধ্য দিয়ে দ্রুত ফ্লোরিন গ্যাস চালনা করে,
- (২) জনীয় $\text{HF} \cdot \text{KF}$ দ্রবণের তড়িৎবিশ্লেষণ করে, এবং
- (৩) আর KF এর সাথে ফ্লোরিনের বিক্রিয়া করে।

এটি একটি হালকা হলুদ, বিষাক্ত গ্যাস (স্ফুটনাংক 145°C)। এ জাতীয় যৌগগুলোর মধ্যে সুলভনমূলকভাবে এটি কম সক্রিয়। H_2 , CH_4 অথবা CO এর সাথে মিশ্রিত করলে এটি বিক্রিয়া করে না, কিন্তু মিশ্রণে বিদ্যুৎ সঞ্চালিত স্থিতি করলে বিস্ফোরকসহ বিক্রিয়া ঘটে। সাধারণ তাপমাত্রায় এটি Cl_2 , Br_2 এবং I_2 এর সাথে প্রবল ভেজে বিক্রিয়া করে। পানির সাথে এটি অতি ধীরে বিক্রিয়া করে, কিন্তু স্ট্রোমের সাথে বিস্ফোরণ ঘটায়। অন্য হ্যালোজেনের এসিড অথবা লবণের সাথে বিক্রিয়া করে এটি অন্য হ্যালোজেনগুলোকে মুক্ত করে।



শর্করাসহ পাত্রে এবং অধাণ্ড অক্সিজেন ডাইফ্লোরাইড দ্বারা জারিত হয়। বিদ্যুৎক্ষরণ ঘটালে এটি জেননের সাথে বিক্রিয়া করে জেনন ফ্লোরাইড এবং জেনন অক্সাইড ফ্লোরাইড গঠন করে।

ডাইঅক্সিজেন ডাইফ্লোরাইড, O_2F_2 : ডাইঅক্সিজেন ডাইফ্লোরাইড, $F-O-O-F$, একটি হলুদ-কমলা বর্ণের কঠিন পদার্থ যার গলনাঙ্ক $109.7K$ । $10-20$ mm চাপ এবং $0-90K$ তাপমাত্রায় O_2 এবং F_2 এর মিশ্রণে উচ্চ ভোল্টেজে বিদ্যুৎক্ষরণ ঘটালে এটি গঠিত হয়। গ্যাসীয় অবস্থায় $50^\circ C$ তাপমাত্রায় এটি বিয়োজিত হয়ে O_2 এবং F_2 গঠন করে। এটি একটি অতি শক্তিশালী ফ্লোরিন সরবরহকারী জারক পদার্থ। H^+ আয়ন গ্রহণকারী বিকারকের সাথে বিক্রিয়া করে এটি ডাইঅক্সিজেনাইল লবণ গঠন করে।



প্রথমটির অ্যানিফেটিক অ্যামিন যৌগকে নাইট্রোসো যৌগে জারিত করার জন্য O_2F_2 ব্যবহার করা হয়।

সালফার (Sulfur)

উৎস এবং প্রাচুর্য (Occurrence and abundance)

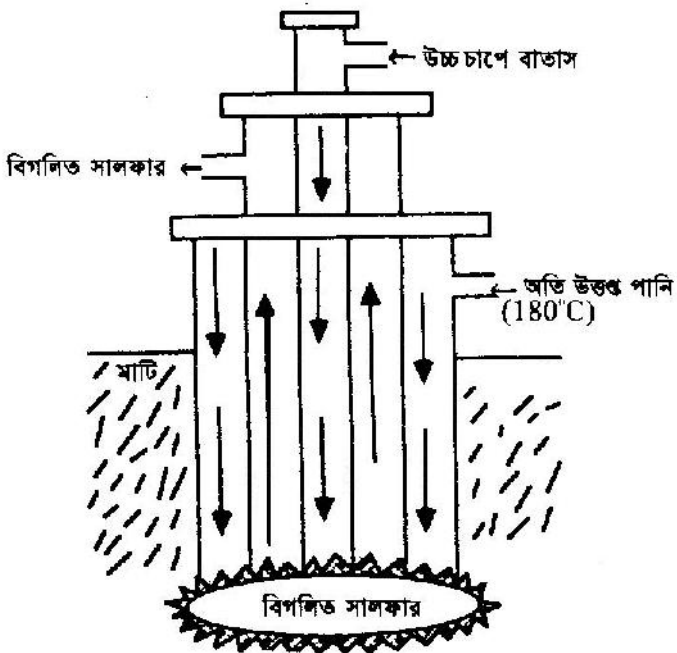
বৃহৎ প্রাচুর্যের দিক দিয়ে সালফারের অবস্থান সোণতম। ওজন হিসেবে ভূ-ত্বকের 0.034% হলে সালফার প্রকৃতিতে একে মৌল অবস্থায়, H_2S এবং SO_2 হিসেবে এবং বিভিন্ন খনিজে সালফাইড ও সালফেট যৌগ হিসেবে পাওয়া যায়। অধিশোধিত পেট্রোলিয়াম এবং কয়লার সালফার থাকে, প্রাকৃতিক গ্যাসের মধ্যেও H_2S হিসেবে এটি মিশ্রিত থাকে। সালফারযুক্ত বিভিন্ন ধাতুর উল্লেখযোগ্য আকরিকসমূহ নিম্নরূপ :

আয়রন পিরাইটস	FeS_2
কপার পিরাইটস	$Cu_2S.FeS_2$
জিংক ব্লেন্ড	ZnS
গ্যালেনা	PbS
সিনাবার	HgS
উপসান	$CaSO_4 \cdot 2H_2O$
বেরাইট	$BaSO_4$
এপসোমাইট	$MgSO_4 \cdot 7H_2O$

যুক্তরাষ্ট্র এবং মেক্সিকোতে মাটির নিচে খনিতে মুক্ত অবস্থায় প্রচুর পরিমাণ সালফার পাওয়া যায়।

সালফার নিষ্কাশন (Extraction of sulfur)

ফ্রাস পদ্ধতি : এ পদ্ধতিতে মাটির নিচে অবস্থিত বিশুদ্ধ সালফার খনি থেকে সালফার আহরণ করা হয়। বিভিন্ন ব্যাসের তিনটি এককেন্দ্রিক নল মাটি খনন করে সালফার গুহ পর্যন্ত বসানো হয়। উচ্চ চাপে সর্ববিন্দুস্থ নলের মধ্য দিয়ে অতি উচ্চ চাপে প্রায় $180^\circ C$ তাপমাত্রায় উত্তপ্ত পানি

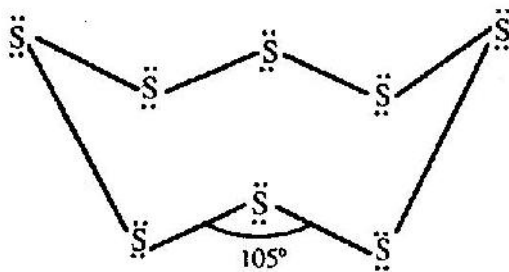


চিত্র ৭.৩ : ফ্রাশ পদ্ধতিতে সালফার উত্তোলন

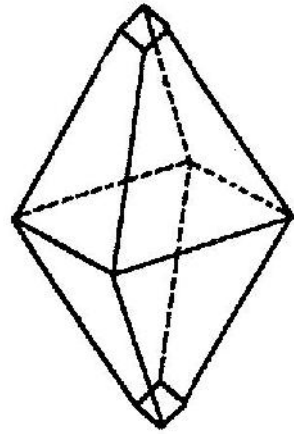
সালফার স্তরে চলনা করা হয়। মধ্যস্থলের নলের মধ্য দিয়ে উচ্চ চাপে গরম বাতাস নিচে প্রবেশ করানো হয়। অতি উত্তপ্ত পানির তাপমাত্রা সালফারের গলনাংক থেকে বেশি হওয়ায় সালফার গলে যায় এবং গরম বাতাস ও পানির চাপের কারণে গলিত সালফার পানি ও বাতাসের সাথে মিশে ফেনায়িত হয়ে দ্বিতীয় নল বেয়ে উপরে উঠে আসে এবং পার্শ্বনল দিয়ে বের হয়ে যায়। বাতাসের স্পর্শে শীতল হয়ে এ সালফার হ্রস্ববর্ণীয় কঠিন রূপ লাভ করে এবং পানি পৃথক হয়ে যায়। এভাবে উৎপন্ন সালফার প্রায় ৭৭.৫% বিশুদ্ধ।

সালফারের বহুরূপতা (Allotropy of sulfur)

সালফার কয়েকটি রূপেও হুবস্থান করে। এদের মধ্যে নিচের চারটি প্রধান ; এদের দুটি কোলাসিত অবস্থায় থাকে এবং দুটি কোনো কোলাস গঠন করে না।

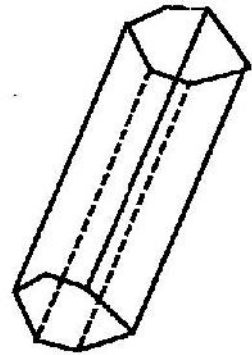
চিত্র ৭.৪ : S_৮ অণুর গঠন

রশ্মিক সালফার : সালফারের সবচেয়ে পরিচিত রূপ হলো রশ্মিক সালফার। এটি S_8 অণু দ্বারা গঠিত, S_8 অণুগুলো একটি নির্দিষ্ট ভঙ্গিতে সজ্জিত হয়ে রশ্মিক কেলাস গঠন করে যার আকৃতি ৯.৩ চিত্রে দেখানো হয়েছে। কার্বন ডাই-সালফাইডে S_8 সালফারের একটি দ্রবণকে ধীরে ধীরে বাষ্পীভূত করলে সালফারের অষ্টতলক আকৃতির কেলাস পাওয়া যায়। একে রশ্মিক সালফার বলে। কেলাসগুলো স্বচ্ছ, হলুদ বর্ণবিশিষ্ট। সালফারের সবগুলো রূপের মধ্যে এটি সবচেয়ে বেশি সূস্থিত। $95.5^\circ C$ তাপমাত্রার উপরে এটি অস্থায়ী। সালফারের অন্য রূপগুলো ধীরে ধীরে রশ্মিক সালফারে পরিণত হয়। এরাপ সালফার পানিতে অদ্রবণীয় কিন্তু কার্বন ডাইসালফাইড, ক্লোরোফর্ম প্রভৃতি জৈব দ্রাবকে দ্রবণীয়।

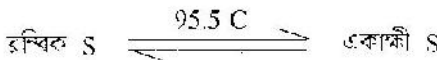


চিত্র ৭.৫ : রশ্মিক সালফার।

একাক্ষী সালফার : তাপ বিগলিত সালফারকে $95.5^\circ C$ তাপমাত্রা থেকে উচ্চ তাপমাত্রায় রেখে কেলাসিত হতে দিলে সালফারের এ রূপটি পাওয়া যায়। রশ্মিক সালফারের মতো এটিও S_8 অণু দ্বারা গঠিত, কিন্তু কেলাসে S_8 অণুগুলো একটি পথকে ভঙ্গিতে সজ্জিত থাকে। ৭.৬ চিত্রে একাক্ষী সালফারের কেলাসের আকৃতি দেখানো হয়েছে। $95.5^\circ C$ তাপমাত্রা হলো রশ্মিক ও একাক্ষী সালফারের অবস্থান্তর তাপমাত্রা। এ তাপমাত্রার নিচে রশ্মিক সালফার বেশি সূস্থিত এবং তাপমাত্রার উপরে একাক্ষী সালফার বেশি সূস্থিত।



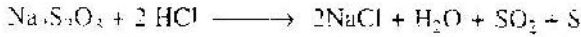
চিত্র ৭.৬ : একাক্ষী সালফার।



একাক্ষী সালফার স্বচ্ছ, হালকা হলুদ, সুচালো আকৃতির কেলাস গঠন করে। রশ্মিক সালফার থেকে এটি হালকা। কয়েক দিন সাধারণ তাপমাত্রায় রেখে দিলে এটি রশ্মিক সালফারে পরিণত হয়। একাক্ষী সালফার পানিতে অদ্রবণীয় কিন্তু কার্বন ডাইসালফাইড, ক্লোরোফর্ম ইত্যাদিতে দ্রবণীয়।

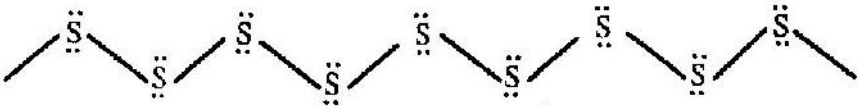
অদানাদার সালফার : কোনো রাসায়নিক বিক্রিয়া থেকে যখন সালফার উৎপন্ন করা হয় তখন কেলাস আকৃতিহীন সালফার পাওয়া যায়। এদের মধ্যে উল্লেখযোগ্য রূপটি হলো শ্বেত

সালফার : সোডিয়াম থাকে সালফেট রূপে হাইড্রোক্সিজেনিক এসিড বহন করলে এরূপ সালফার পাওয়া যায় :



শ্বেত সালফার সাদা বর্ণবিশিষ্ট অচলানাদার পদার্থ। এটি পানিতে অদ্রবণীয়, কিন্তু কঠিন উচ্চসালফাইটে দ্রবণীয়।

প্লাস্টিক সালফার : ফুটন্ত সালফার হঠাৎ ঠাণ্ডা পানিতে ঢেলে দিলে রবারের মতো নরম সালফার পাওয়া যায়। একে প্লাস্টিক সালফার বলে। এরূপ সালফারের একক বন্ধনযুক্ত অনেকগুলো সালফার পরমাণু বিভিন্ন দৈর্ঘ্যের আকারবাকী শিকল গঠন করে। দুই প্রান্তে টানলে শিকলগুলো পরস্পর সমান্তরাল থেকে টান টান হয়, ছেড়ে দিলে আবার পূর্বের অবস্থায় ফিরে আসে। অনেক দিন সাধারণ তাপমাত্রায় রাখা দিলে এ সালফারও রম্বিক সালফারে পরিণত হয়।



চিত্র ৭.৭ : প্লাস্টিক সালফারের এত্যাশ

সালফারের উষ্ণ তাপের প্রভাব (Influence of heat on sulfur)

সালফারকে ধীরে ধীরে তাপ দিলে বিচিত্র পরিবর্তন লক্ষ্য করা যায়। প্রথমে 112.8°C তাপমাত্রায় সালফার গলে গিয়ে একটি হলুদ বর্ণের প্রবাহমান তরল সৃষ্টি করে। তাপমাত্রা আরো বাড়লে ক্রমশ বর্ণ গাঢ় হয় হতে থাকে এবং এক সময় কাল অর্ধচাল পদার্থে পরিণত হয়। আনুমানিক 160°C তাপমাত্রায় এটি প্রায় কঠিন আকার ধারণ করে এবং পাত্র উপর করলেও পড়ে যায় না। 230°C তাপমাত্রার উপরে উত্তপ্ত করলে ঐ কাল কঠিন পদার্থ পুনরায় প্রবাহমান হয়। 444°C তাপমাত্রায় তরল সালফার ফুটতে থাকে এবং লাল বর্ণের বাষ্প নির্গত হয়। ফুটন্ত সালফারকে শীতল করলে উপরের পরিবর্তনগুলো পুনরাবৃত্তম বিপরীত দিকে ঘটে। তাপের প্রভাবে সালফারের অণুর গঠনের পরিবর্তনের কারণেই এর ভৌত ধর্মের এরূপ পরিবর্তন ঘটে। সাধারণ তাপমাত্রা থেকে আরম্ভ করে বিভিন্ন উচ্চ তাপমাত্রায় সালফার S_x , S_6 , S_8 , S_7 , S_7 ইত্যাদি অণু হিসেবে বিরাজ করে।

সালফারের রাসায়নিক ধর্ম (Chemical properties of sulfur)

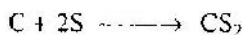
১) উত্তপ্ত করলে সালফার অধিকাংশ ধাতুর সাথে বিক্রিয়া করে।



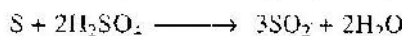


এই সব সালফাইডগুলোর মধ্যে অনেকগুলো প্রকৃতিতে পাওয়া যায় এবং এগুলো ধাতু নিষ্কাশনের জন্য আকরিক হিসেবে ব্যবহৃত হয়। উদাহরণ : Cu_2S , HgS , ZnS , FeS , ইত্যাদি।

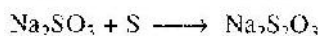
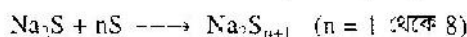
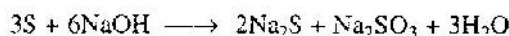
(২) সালফার বেশিরভাগ অধাতুর সাথে উত্তপ্ত অবস্থায় সরাসরি বিক্রিয়া করে।



(৩) লব্ধিক এসিড এবং সালফিউরিক এসিড সালফারকে জারিত করে।



(৪) সালফার উত্তপ্ত এবং গাঢ় ক্ষার দ্রবণের সাথে বিক্রিয়া করে সালফাইড এবং সালফাইট যৌগ উৎপন্ন করে। এগুলো আরো বেশি সালফারের সাথে বিক্রিয়া করে পলিসালফাইড এবং ধাতুসালফেট উৎপন্ন করে।



সালফারের ব্যবহার (Uses of sulfur) : সালফারের প্রধান ব্যবহারগুলো নিম্নরূপ :

(১) সালফিউরিক এসিড প্রস্তুতিতে ; (২) সালফার ডাইঅক্সাইড প্রস্তুতিতে ; (৩) রবারের ভলকনাইজেশন করার কাজে ; (৪) কৃষি ক্ষেত্রের জন্য কীট এবং ছত্রাকনাশক ওষুধ প্রস্তুতিতে ; (৫) চর্ম রোগের মলম, পেনিসিলিন, সালফার ড্রাগ ইত্যাদি ওষুধ প্রস্তুতিতে ; (৬) কার্বন ডাইসালফাইড, বারুদ বিয়াশলাই ইত্যাদি প্রস্তুতিতে।

হাইড্রোজেন সালফাইড, H_2S (Hydrogen sulfide)

কোনো কোনো অঞ্চলে প্রাকৃতিক গ্যাসের সাথে যথেষ্ট পরিমাণ হাইড্রোজেন সালফাইড মিশ্রিত থাকে। পাঁচ ডিম থেকে অল্প পরিমাণ হাইড্রোজেন সালফাইড গ্যাস নির্গত হয়।

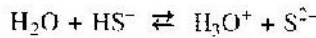
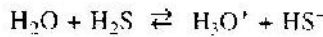
ল্যাবরেটরিতে সাধারণত কিপ যন্ত্রে ফেরাস সালফাইডের সাথে লঘু হাইড্রোক্লোরিক এসিড অথবা লঘু সালফিউরিক এসিডের বিক্রিয়া করে হাইড্রোজেন সালফাইড গ্যাস প্রস্তুত করা হয়।



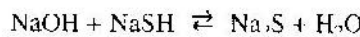
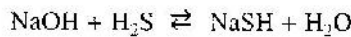
হাইড্রোজেন সালফাইডের ভৌত ধর্ম : হাইড্রোজেন সালফাইড একটি পচা ডিমের গন্ধযুক্ত, বর্ণহীন গ্যাস এবং এটি অতিমাত্রায় বিষাক্ত। বাতাসে ১০০০ ভাগের মাত্র ১ ভাগ হাইড্রোজেন সালফাইড উপস্থিত থাকলে তা মৃত্যুর কারণ হতে পারে। গ্যাসটি পানিতে মোটামুটিভাবে দ্রবণীয় এবং জলীয় দ্রবণটি এসিড ধর্ম দেখায়। হাইড্রোজেন এবং সালফারের ইলেকট্রোনেগেটিভিটির পার্থক্য খুব কম বলে হাইড্রোজেন সালফাইডে হাইড্রোজেন বন্ধন গুরুত্বপূর্ণ নয়। এজন্য পানি অপেক্ষা এর আণবিক ওজন বেশি হওয়া সত্ত্বেও এটি পানির মতো তরল অবস্থায় না থেকে গ্যাসীয় অবস্থায় থাকে।

হাইড্রোজেন সালফাইডের রাসায়নিক ধর্ম

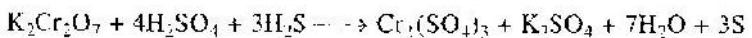
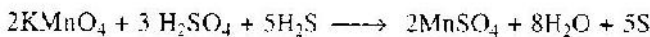
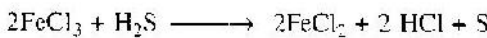
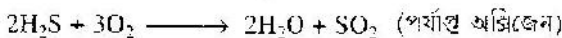
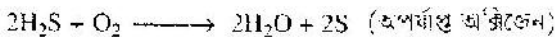
এসিড ধর্ম : শুকনো লিটমাস কাগজের উপর হাইড্রোজেন সালফাইডের কোনো ক্রিয়া নেই, কিন্তু এটি ভিজা নীল লিটমাস কাগজকে লাল করে। এ থেকে প্রমাণিত হয় যে, জলীয় দ্রবণে এটি এসিড হিসেবে কাজ করে। পানিতে এর আয়নীকরণ বিক্রিয়া দুটি ধাপে সংঘটিত হয়, দ্বিতীয় ধাপটি অতি অল্প পরিমাণে ঘটে :



ক্ষার দ্রবণে হাইড্রোজেন সালফাইডের আয়নীকরণ জলীয় দ্রবণের তুলনায় অনেক বেশি হয়, কিন্তু এ ক্ষেত্রেও আয়নীকরণ সম্পূর্ণ হয় না। ফলে ক্ষার ধাতুর হাইড্রোসালফাইড এবং সালফাইড লবণগুলোর জলীয় দ্রবণ ক্ষারীয় হয়।



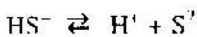
বিজারণ ধর্ম : হাইড্রোজেন সালফাইড একটি বিজারক গ্যাস। নিচের বিক্রিয়াগুলো এর বিজারণ ধর্ম প্রমাণ করে :



হাইড্রোজেন সালফাইডের অধঃক্ষেপন বিক্রিয়া : উপযুক্ত পরিবেশে হাইড্রোজেন সালফাইড জলীয় দ্রবণ থেকে বিভিন্ন ধাতব আয়নকে তাদের সালফাইড যৌগ হিসেবে অধঃক্ষিপ্ত করে। লাবরেটরিতে বিভিন্ন ধাতুর লবণ বিশ্লেষণের সময় ধাতু আয়নগুলোকে অধঃক্ষিপ্ত করে পৃথক করার জন্য হাইড্রোজেন সালফাইড ব্যবহার করা হয়। বিশ্লেষণী গ্রুপ II এবং IIIB (পর্যায় সারণির গ্রুপ নম্বরের সাথে এ গ্রুপ নম্বরের কোনো সম্পর্ক নেই) এর অন্তর্ভুক্ত ধাতব আয়নসমূহ হাইড্রোজেন সালফাইডের সাথে বিভিন্ন বর্ণের অধঃক্ষেপ সৃষ্টি করে। দুটি গ্রুপের সালফাইডগুলোর দ্রাব্যতার মধ্যে পার্থক্য প্রকট। গ্রুপ II ধাতুগুলোর সালফাইড লবণ লম্বু এসিডে অদ্রবণীয়, এদেরকে হাইড্রোক্লোরিক এসিডের লম্বু দ্রবণে অধঃক্ষিপ্ত করা যায়। কিন্তু গ্রুপ IIIB ধাতুগুলোর সালফাইড লবণ এসিড মাধ্যমে দ্রবণীয়। ফলে এদেরকে এসিড মাধ্যমে অধঃক্ষিপ্ত করা যায় না। এদেরকে ফরীয় মাধ্যমে অধঃক্ষিপ্ত করা হয়। বিশ্লেষণী গ্রুপ II এর অন্তর্ভুক্ত ধাতু আয়নগুলো হলো Hg^{2+} , Cu^{2+} , Pb^{2+} , Cd^{2+} , As^{3+} , Sb^{3+} , Bi^{3+} , Sn^{2+} এবং Sn^{4+} । এ আয়নগুলোর এসিডীয় দ্রবণে H_2S চালনা করলে বিভিন্ন বর্ণের সালফাইডের অধঃক্ষেপ পাওয়া যায়। এদের মধ্যে CuS , HgS , PbS এবং Bi_2S_3 এর রং কাল; CdS , As_2S_3 এবং SnS_2 হলুদ; SnS বাসমি এবং Sb_2S_3 কমলা।

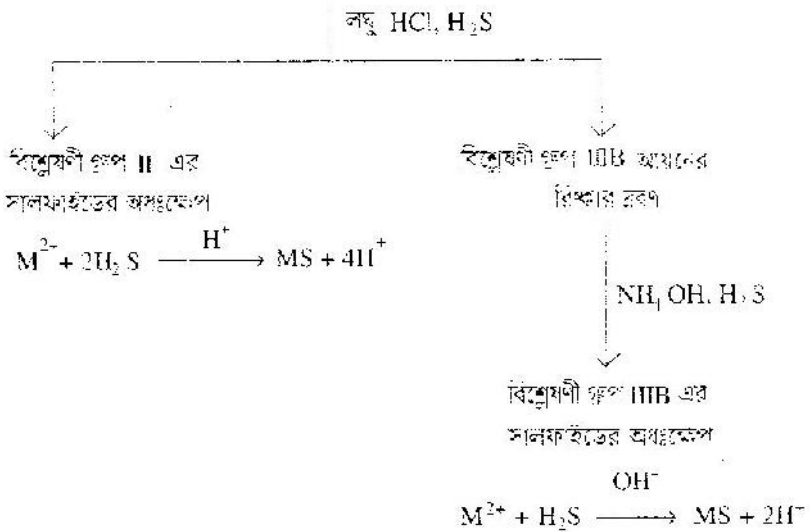
বিশ্লেষণী গ্রুপ IIIB এর অন্তর্ভুক্ত ধাতু আয়নগুলো হলো Co^{2+} , Ni^{2+} , Mn^{2+} এবং Zn^{2+} । এদের জলীয় দ্রবণে NH_4OH যোগ করে দ্রবণকে ক্ষারীয় করার পর H_2S চালনা করলে ধাতু আয়নগুলো বিভিন্ন বর্ণের সালফাইডের অধঃক্ষেপ সৃষ্টি করে। NiS এবং CoS এর রং কাল, ZnS সাদা এবং MnS গোলাপি।

ধাতু সালফাইডগুলোর দ্রাব্যতার পার্থক্যকে কাজে লাগিয়ে এভাবে দ্রবণ থেকে বিশ্লেষণী গ্রুপ II এবং IIIB এর ধাতব আয়নগুলোকে পৃথকভাবে অধঃক্ষিপ্ত করা যায়। ধাতব সালফাইডগুলোর দ্রাব্যতা তাদের দ্রাব্যতা গুণাংক $K_{sp} = [M^{n+}] \times [S^{2-}]$ এর মানের উপর নির্ভর করে। হাইড্রোজেন সালফাইড একটি দুর্বল এসিড যা দ্রবণে নিচের মতো করে অল্প পরিমাণে আয়নিত হয় :



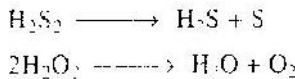
দ্রবণে এসিড বা ক্ষার যোগ করে H^+ এর ঘনমাত্রা নিয়ন্ত্রণ করে H_2S কি পরিমাণে S^{2-} আয়ন উৎপন্ন করবে তা নিয়ন্ত্রণ করা যায়। আবার যেকোনো বিভিন্ন সালফাইড লবণের জন্য দ্রাব্যতা গুণাংক $= [M^{2+}] \times [S^{2-}]$ এর একটি নির্দিষ্ট মান থাকে, S^{2-} আয়নের ঘনমাত্রা নিয়ন্ত্রণ করে MS যৌগটির দ্রাব্যতা নিয়ন্ত্রণ করা যায়। যখন দ্রবণে M^{2+} এবং S^{2-} আয়নের ঘনমাত্রার গুণফল MS যৌগটির দ্রাব্যতা গুণাংককে অতিক্রম করে কেবল তখনই MS যৌগটি অধঃক্ষিপ্ত হয়। বিশ্লেষণী গ্রুপ II এবং IIIB এর ধাতব সালফাইডগুলোর দ্রাব্যতা গুণাংকের মানের পার্থক্য বেশি থাকার কারণেই এ দুটি গ্রুপের ধাতু আয়নগুলোকে দ্রবণে S^{2-} আয়নের ঘনমাত্রা পরিবর্তন করে H^+ আয়নের ঘনমাত্রা পরিবর্তন করে ঘটানো হয়। পৃথকভাবে অধঃক্ষিপ্ত করা সম্ভব হয়।

বিশ্লেষণী গ্রুপ II এবং IIIB আয়নের জলীয় দ্রবণ



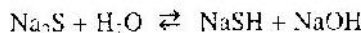
সালফারের অন্য হাইড্রাইডসমূহ (Other hydrides of sulfur)

সালফার অনেকগুলো হাইড্রাইড যৌগ গঠন করে যেকোনো সালফার পঞ্চমতম শিবল উপস্থিত থাকে। উদাহরণ : H₂S₂, H₂S₃, H₂S₄, H₂S₅, H₂S₆, H₂S₇, H₂S₈ ইত্যাদি। এরা হলুদ তেল বা সহজে বিয়োজিত হয়ে হাইড্রোজেন সালফাইড এবং মুক্ত সালফার উৎপন্ন করে। এ যৌগগুলোর সাধারণ সংকেত H - (S)_n - H লেখা যায়। এ সিরিজের প্রথম সদস্য হলো H₂S₂ যা H₂O₂ এর অনুরূপ যৌগ এবং এটি H₂O₂ এর বিয়োজন বিক্রিয়ার অনুরূপ পদ্ধতিতে বিয়োজিত হয় :



ধাতব সালফাইডসমূহ (Metallic sulfides)

ধাতব সালফাইডগুলো অনুরূপ অরহাইড যৌগের তুলনায় কম অম্লিক প্রকৃতিবিশিষ্ট হয় কেবল গ্রুপ IA এর IIA এর অন্তর্ভুক্ত ধাতুর সালফাইডগুলো অম্লিক যৌগ। এরা পানিতে দ্রবণীয় এবং অক্সাইড যৌগের মতো এদের জলীয় দ্রবণ ক্ষারীয়।



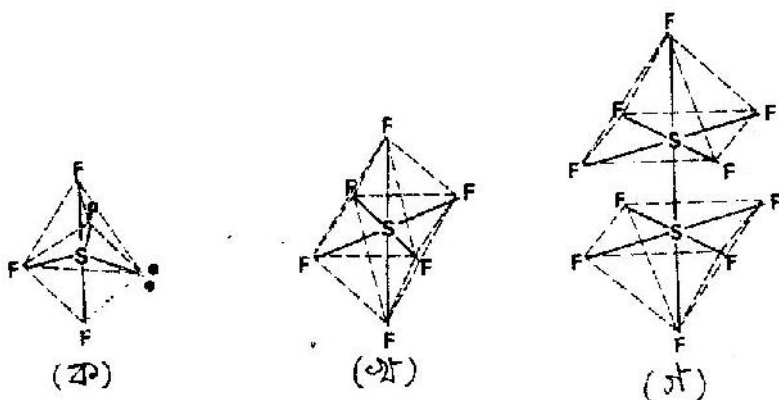
অম্লিক সালফাইডগুলো জলীয় দ্রবণে সালফারের সাথে বিক্রিয়া করে পলিসালফাইড যৌগ উৎপন্ন করে যার মধ্যে বিভিন্ন দৈর্ঘ্যের সালফার শিকল উপস্থিত থাকে।



ধাতব সালফাইডগুলোর মধ্যে বেশির ভাগই পানিতে অদ্রবণীয় সমযোজী যৌগ। এদের অনেকগুলো প্রকৃতিকভাবে পাওয়া যায় এবং এরা ধাতুই আকরিক হিসেবে ব্যবহৃত হয়। উদাহরণ : ZnS , PbS , HgS ইত্যাদি। অনেকগুলো অবস্থান্তর ধাতুর সালফাইড যৌগে S_2 গ্রুপ উপস্থিত থাকে। এরূপ একটি উদাহরণ হলো আয়রন পিরাইটস, FeS_2 ।

সালফারের ফ্লোরাইড যৌগসমূহ (The fluorides of sulfur)

সালফার তিনটি ফ্লোরাইড যৌগ গঠন করে। এরা হলো SF_2 , SF_6 এবং S_2F_{10} ; প্রথম দুটি গ্যাস এবং তৃতীয়টি তরল। ৭.৮ চিত্রে যৌগগুলোর গাঠনিক কাঠামো দেখানো হয়েছে। সালফারের সাথে ফ্লোরিনের সরাসরি বিক্রিয়ার SF_6 যৌগ গঠিত হয়, একই সাথে অন্য দুটি ফ্লোরাইড যৌগ



চিত্র ৭.৮ : সালফারের ফ্লোরাইড যৌগগুলোর গাঠনিক কাঠামো (ক) SF_2 , (খ) SF_6 , (গ) S_2F_{10} ।

অতি সামান্য পরিমাণে গঠিত হয়। SF_2 অতি দ্রুত পানির সাথে বিক্রিয়া করে সালফার ডাইক্লোরাইড এবং হাইড্রোজেন ফ্লোরাইড উৎপন্ন করে :



কিছু SF_6 অত্যন্ত নিষ্ক্রিয়। এটি তপ্ত বিগলিত ক্ষার অথবা অক্সিজেনের সাথে বিক্রিয়া করে না। উচ্চ ভোল্টেজ ট্রান্সফর্মারে এটি একটি গ্যাসীয় বিদ্যুৎ আন্তরক পদার্থ হিসেবে ব্যবহৃত হয়।

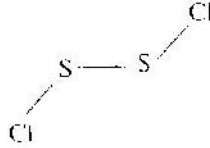
ডাইসালফার ডেকাফ্লোরাইড, S_2F_{10} , একটি অত্যন্ত বিষাক্ত পদার্থ। রাসায়নিকভাবে এটিও বেশি সক্রিয় নয়, তবে SF_6 এর মতো ততটা নিষ্ক্রিয় নয়।

সালফারের ক্লোরাইড যৌগসমূহ (Chlorides of sulfur)

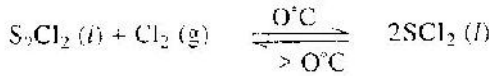
সালফার তিনটি ক্লোরাইড যৌগ গঠন করে। এগুলো হলো ডাইসালফার ডাইক্লোরাইড, S_2Cl_2 , সালফার টেট্রাক্লোরাইড, SCl_2 , এবং সালফার টেট্রাক্লোরাইড, SCl_4 । তিনটি যৌগের মধ্যে সালফার টেট্রাক্লোরাইডের সুস্থিতি খুবই কম, এটি $-31^\circ C$ তাপমাত্রায় বিয়োজিত হয়। তাপ বিগলিত সালফারের উপর ক্লোরিন গ্যাস চালনা করে ডাই সালফার ডাইক্লোরাইড প্রস্তুত করা যায় :



এটি একটি লাল রং এর তরল পদার্থ যা ববারের ডলকানাইজেশন প্রক্রিয়ায় ব্যবহৃত হয়।
এর অক্সিড H_2O_2 অণুর অক্সিডির অনুরূপ :



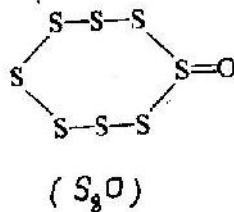
$0^\circ C$ তাপমাত্রায় ডিসালফার ডাইক্লোরাইডের সাথে ক্লোরিনের বিক্রিয়া করে সালফার ডাইক্লোরাইড প্রস্তুত করা যায়। এটি একটি লাল রং এর তরল পদার্থ যায় সহজে বিয়োজিত হয়ে ক্লোরিন এবং ডাইসালফার ডাইক্লোরাইড গঠন করে :



সালফারের অক্সাইড যৌগসমূহ (The oxides of sulfur) : সালফার অনেকগুলো অক্সাইড যৌগ গঠন করে। নিচে এগুলো উল্লেখ করা হয়েছে :

S_2O	ডাইসালফার মনোক্সাইড
SO	সালফার মনোক্সাইড
SO_2	সালফার ডাইঅক্সাইড
SO_3	সালফার ট্রাইঅক্সাইড
S_nO ($n = 5-8$)	পলিসালফার মনোক্সাইড
S_7O_2	সেপ্টাসালফার ডাইঅক্সাইড

পলিসালফার মনোক্সাইড যৌগগুলো সালফারের চক্রিক যৌগ। নিচে S_8O এর গঠন দেখানো হয়েছে :



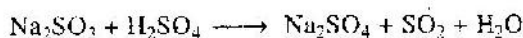
উপরে উল্লেখিত অক্সাইডগুলোর মধ্যে কেবল SO_2 এবং SO_3 গুরুত্বপূর্ণ। অন্যগুলো অস্থায়ী এবং অপ্রয়োজনীয়।

সালফার ডাইঅক্সাইড, SO₂

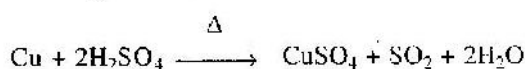
প্রস্তুতি : বাতাসে সালফার পোড়ালে সালফার ডাইঅক্সাইড উৎপন্ন হয়। শিল্পক্ষেত্রে এভাবেই SO₂ প্রস্তুত করা যায়।



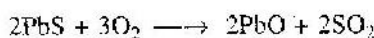
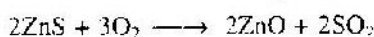
ল্যাবরেটরিতে একটি সালফাইট লবণের সাথে লঘু H₂SO₄ এর বিক্রিয়া করে SO₂ উৎপন্ন করা হয় :



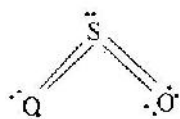
ঘন H₂SO₄ এর সাথে কপার টুকরা উত্তপ্ত করেও SO₂ প্রস্তুত করা যায় :



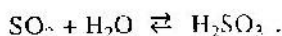
বিভিন্ন সালফাইড আকরিক থেকে ধাতু নিষ্কাশনের জন্য এই আকরিকগুলোকে প্রথমে বাতাসে উত্তপ্ত করে অক্সাইডে পরিণত করা হয়। এ সময় প্রচুর SO₂ পাওয়া যায়।



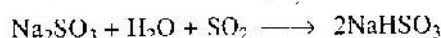
ধর্ম এবং রাসায়নিক বিক্রিয়া : সালফার ডাইঅক্সাইড একটি বর্ণহীন ঘন গ্যাস যা শ্বাস রুদ্ধ করে। এটি ঠান্ডা পানিতে অতিমাত্রার দ্রবণীয়, 0°C তাপমাত্রায় এক আয়তন পানিতে প্রায় আশি আয়তন SO₂ দ্রবীভূত হয়। গ্যাসটিকে চাপ প্রয়োগ করে সহজেই তরলে পরিণত করা যায়। এটি একটি কৌণিক অণু যার গঠন নিম্নরূপ :



সালফার ডাইঅক্সাইড পানির সাথে বিক্রিয়া করে অস্থায়ী সালফিউরস এসিড উৎপন্ন করে। এজন্য এর জলীয় দ্রবণ এসিডধর্মী হয়।



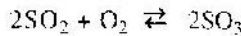
এটি সোডিয়াম হাইড্রক্সাইডের সাথে বিক্রিয়া করে সোডিয়াম সালফাইট এবং সোডিয়াম বাইসালফাইট উৎপন্ন করে :



সক্রিয় কয়লার উপস্থিতিতে সালফার ডাইঅক্সাইড ক্লোরিন গ্যাসের সাথে বিক্রিয়া করে সালফার ডাইঅক্সাইড ডাইক্লোরাইড উৎপন্ন করে :



প্লাটিনাম অথবা ভ্যানাডিয়াম (V) অক্সাইডের উপস্থিতিতে সালফার ডাইঅক্সাইড বাতাসের অক্সিজেনের সাথে বিক্রিয়া করে সালফার ট্রাইঅক্সাইড উৎপন্ন করে :

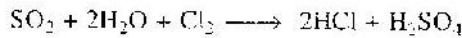
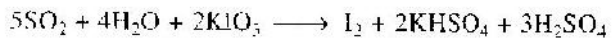


সালফার ডাইঅক্সাইড জারক এবং বিজারক উভয় হিসেবেই বিক্রিয়া দেখায়।

জারক হিসেবে বিক্রিয়া :

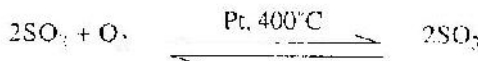


বিজারক হিসেবে বিক্রিয়া :

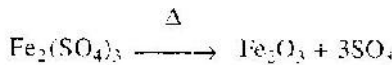


সালফার ট্রাই অক্সাইড, SO_3

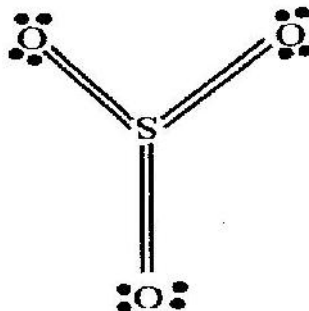
প্রস্তুত পদ্ধতি : উৎপ্ত প্লাটিনাম অথবা ভ্যানাডিয়াম(V) অক্সাইড প্রভাবকের উপর দিয়ে সালফার ডাইঅক্সাইড এবং অক্সিজেনের মিশ্রণকে চালনা করলে সালফার ট্রাইঅক্সাইড উৎপন্ন হয় :



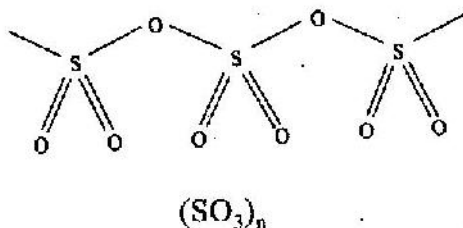
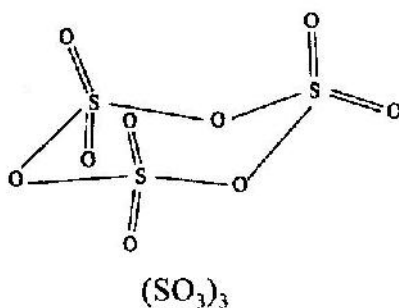
কিছু কিছু সালফেট লবণকে উচ্চ তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করলেও সালফার ট্রাইঅক্সাইড উৎপন্ন হয় :



ধর্ম এবং রাসায়নিক বিক্রিয়া : গ্যাসীয় অবস্থায় SO_3 একটি একক অণু হিসেবে অবস্থান করে যার গাঠনিক কাঠামো নিম্নরূপ :



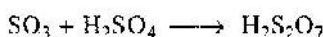
কঠিন অবস্থায় (তেলনাংক 17°C) একে দুটি ভিন্ন রূপে পাওয়া যায় : চক্রিক ট্রাইমার $(\text{SO}_3)_3$ এবং বৈধিক পলিমার $(\text{SO}_3)_n$ । নিচে এ দুটির গাঠনিক কাঠামো দেখানো হয়েছে :



সালফার ট্রাইঅক্সাইড একটি তীব্র এসিডধর্মী অক্সাইড। এটি পানির সাথে অতি দ্রুত বিক্রিয়া করে H_2SO_4 উৎপন্ন করে :



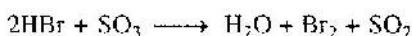
এটি সালফিউরিক এসিডের সাথে বিক্রিয়া করে পাইরোসালফিউরিক এসিড উৎপন্ন করে :



কার্বনিক অক্সাইডসমূহের সাথে বিক্রিয়া করে এটি সালফেট লবণ উৎপন্ন করে :



কোনো কোনো বিক্রিয়ায় এটি জ্বরক হিসেবে কাজ করে। উদাহরণ :

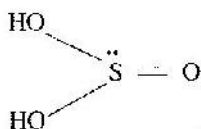


সালফারের অক্সোএসিড এবং অক্সোসালফারসমূহ (The oxoacids and oxosalts of sulfur)

সালফারের প্রধান অক্সোএসিডগুলোকে ৭.৩ সারণিতে দেখানো হয়েছে। প্রতি ক্ষেত্রে সালফারের অণুমানিক sp^3 হাইব্রিডাইজেশন ঘটে। অক্সিজেন এবং সালফারের মধ্যে $d_{\pi}-p_{\pi}$ বন্ধন খুবই তাৎপর্যপূর্ণ। কয়েকটি অক্সোএসিডকে মুক্ত এসিড হিসেবে পাওয়া যায় না, কিন্তু তাদের লবণগুলো দুইত।

সালফিউরাস, এসিড, H_2SO_3 (Sulfurous acid)

পানিতে SO_2 যথেষ্ট পরিমাণে দ্রবণীয় এবং এ দ্রবণের এসিডধর্ম রয়েছে। এ দ্রবণকে সালফিউরাস এসিডের দ্রবণ বলা হয়। কিন্তু এ দ্রবণে H_2SO_3 হয় আদৌ গঠিত হয় না, না-হয় অতি সামান্য পরিমাণে গঠিত হয়। তবে গ্যাসীয় অবস্থায় একে সুস্থিত রূপে পাওয়া যায় যার গঠন নিম্নরূপ :



সারণি ৭.৩ : সালফারের অক্সোএসিডসমূহ।

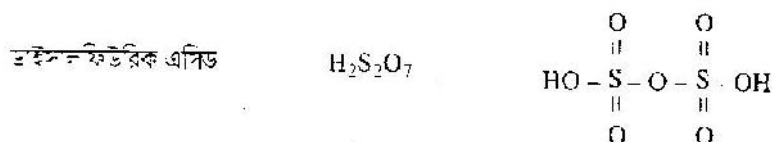
নাম	সংকেত	গাঠনিক কাঠামো
-----	-------	---------------

একটি সালফার পরমাণু সংবলিত এসিড

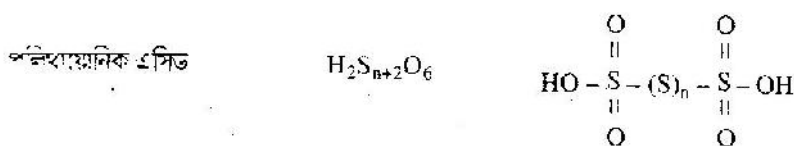
সালফিউরাস এসিড	H_2SO_3	SO_3^{2-} (সবলফাইট লবণে)
সালফিউরিক এসিড	H_2SO_4	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{O} = \text{S} - \text{OH} \\ \\ \text{OH} \end{array}$

দুটি সালফার পরমাণু সংবলিত এসিড

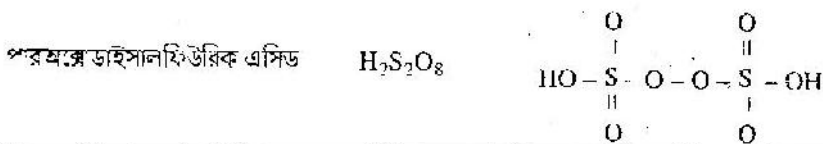
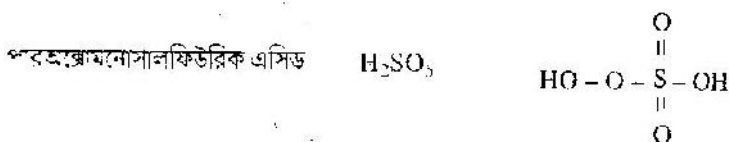
থায়োসালফিউরিক এসিড	$H_2S_2O_3$	$\begin{array}{c} \text{S} \\ \\ \text{O} = \text{S} - \text{OH} \\ \\ \text{OH} \end{array}$
তাইথায়োনাস এসিড	$H_2S_2O_4$	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \quad \\ \text{HO} - \text{S} - \text{S} - \text{OH} \end{array}$
ডাইসালফিউরাস এসিড	$H_2S_2O_5$	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \quad \\ \text{HO} - \text{S} - \text{S} - \text{OH} \\ \\ \text{O} \end{array}$
ডাইথায়োনিক এসিড	$H_2S_2O_6$	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \quad \\ \text{HO} - \text{S} - \text{S} - \text{OH} \\ \quad \\ \text{O} \quad \text{O} \end{array}$



তিনটি অথবা তার চেয়ে বেশি সালফার পরমাণু সংবলিত এসিড



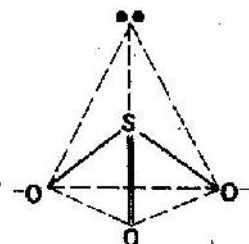
পারঅক্সো এসিড



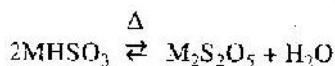
যদিও বিশুদ্ধ সালফিউরাস এসিডের কোনো অস্তিত্ব নেই, এর দুই ধরনের লবণ, যেমন বাইসালফাইট (যার মধ্যে HSO_3^- আয়ন উপস্থিত থাকে) এবং সালফাইট (যার মধ্যে SO_3^{2-} আয়ন উপস্থিত থাকে) লবণ, বিশুদ্ধ অবস্থায় পাওয়া যায়। SO_3^{2-}

অয়নের আকৃতি পিরামিডের মতো (চিত্র ৭.৯)।

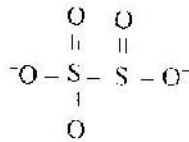
সাধারণত ক্ষার ধাতুর সালফাইট এবং বাইসালফাইট লবণগুলোই সচরাচর ব্যবহৃত হয়। কঠিন বাইসালফাইট লবণকে উত্তপ্ত করে অথবা তাদের জলীয় দ্রবণে SO_2 গ্যাস চালনা করে পাইরোসালফাইট লবণ পাওয়া যায় :



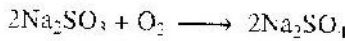
চিত্র ৭.৯ : SO_3^{2-} অয়নের আকৃতি।



পাইরোসালফাইট আয়ন $S_2O_3^{2-}$ এর গঠন নিম্নরূপ :



সালফাইট আয়নের বিজারণ ধর্ম রয়েছে ; এটি সহজেই জারিত হয়ে সালফেট আয়ন সৃষ্টি করে।



নিচে সালফাইট আয়নের কয়েকটি বিজারণ বিক্রিয়া দেখানো হয়েছে :

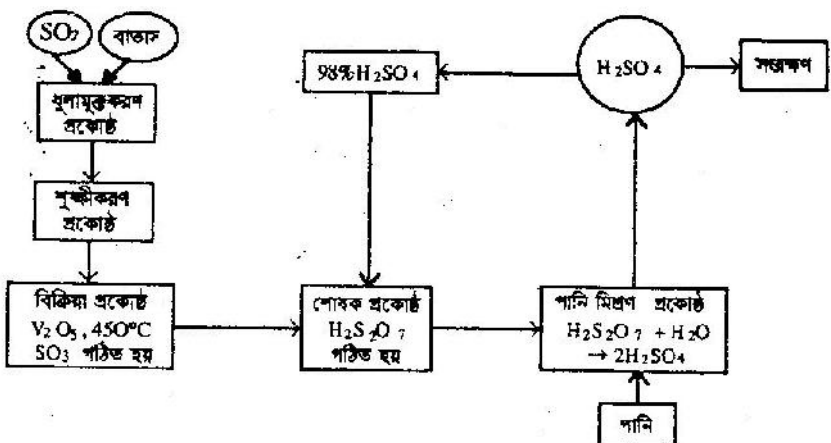


সালফিউরিক এসিড, H_2SO_4 (Sulfuric acid)

শিল্পক্ষেত্রে সালফিউরিক এসিডের ব্যবহার অত্যন্ত ব্যাপক। কোনো একটি দেশ শিল্পে কতটা উন্নত তা সে দেশে কি পরিমাণ সালফিউরিক এসিড ব্যবহৃত হয় তা পরিমাপ করে জনা যায়।

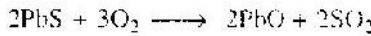
প্রস্তুত পদ্ধতি : সালফিউরিক এসিড প্রস্তুতের জন্য সালফার ডাইঅক্সাইড গ্যাসকে প্রথমে সালফার ট্রাইঅক্সাইডে পরিণত করা হয় এবং তারপর প্রাপ্ত সালফার ট্রাইঅক্সাইডের সাথে পানির বিক্রিয়া করে সালফিউরিক এসিড উৎপন্ন করা হয়।

বর্তমানে অধিকাংশ সালফিউরিক এসিড স্পর্শ পদ্ধতিতে প্রস্তুত করা হয়। ৭.১০ চিত্রে স্পর্শ পদ্ধতিতে সালফিউরিক এসিড প্রস্তুতের প্রবাহ চিত্র দেখানো হয়েছে।



চিত্র ৭.১০ : H_2SO_4 প্রস্তুতে স্পর্শ পদ্ধতি।

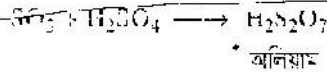
সালফার অথবা যত্রব সালফাইড আকারিক বাতাসে পুড়িয়ে SO₂ প্রস্তুত করা হয় :



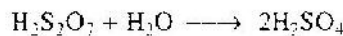
প্রাপ্ত SO₂ গ্যাসকে একটি স্থির বৈদ্যুতিক অঞ্চলক্ষেপক (electrostatic precipitator) এর মধ্যে পাসিয়ে ভেজাল এবং ধূলামুক্ত করা হয়। তারপর এ পরিস্কৃত গ্যাসকে বাতাসের সাথে মিশিয়ে একটি শ্কেলিকরণ প্রকোষ্ঠে পাসিয়ে আর্দ্রতা মুক্ত করার পর বিক্রিয়া প্রকোষ্ঠে পাঠানো হয় যেখানে শুষ্ক বাস উত্তপ্ত ভ্যানডিয়াম পেন্টাঅক্সাইড (450°C তাপমাত্রা) প্রভাবকের সংস্পর্শে বিক্রিয়া করে সালফার ট্রাইঅক্সাইডে পরিণত হয়



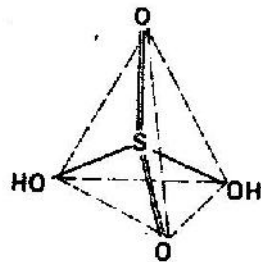
ল-শার্টেলিয়রের নীতি অনুসারে নিম্ন তাপমাত্রায় SO₂ এর উৎপাদন বেশি হয়, কারণ বিক্রিয়াটি তাপ উৎপাদী। কিন্তু নিম্ন তাপমাত্রায় বিক্রিয়াটি অত্যন্ত ধীর গতিতে চলে। সেজন্য গ্রহণযোগ্য গতিতে বিক্রিয়াটি ঘটানোর জন্য তাপমাত্রা 450°C রাখা হয়। বিক্রিয়াটি সম্পূর্ণমুখী হলে মিশ্রণে হ্রাস সংখ্যা হ্রাস পায়। ফলে ল-শার্টেলিয়রের নীতি অনুসারে উচ্চ চাপ SO₂ গঠনের সহায়ক। কিন্তু উচ্চ চাপে সালফার ট্রাইঅক্সাইড তরলে পরিণত হয়। ফলে চাপ খুব বেশি করা হয় না। V₂O₅ এতে সক্রিয় প্রভাবক যে, 2 atm চাপ এবং 450°C তাপমাত্রায় প্রায় 95% SO₂, SO₃-তে পরিণত হয়। প্রভাবকটি সালফার ট্রাইঅক্সাইড গ্যাসে উপস্থিত ভেজাল বস্তু শোষণ করে সমস্তই তার সক্রিয়তা হারিয়ে ফেলে। এজন্য বিক্রিয়া প্রকোষ্ঠে পাঠানোর আগে SO₂ গ্যাসকে ভেজালমুক্ত করা অত্যন্ত জরুরি। বিক্রিয়া শেষে সালফার ট্রাইঅক্সাইড গ্যাসকে সাধারণ তাপমাত্রায় শীতল করে 98% H₂SO₄ এর মধ্যে শোষণ করানো হয়। ফলে অল্পমাত্রায় উৎপন্ন হয়।



এর সাথে সঠিক পরিমাণ পানি মিশিয়ে 100% H₂SO₄ প্রস্তুত করা হয়।

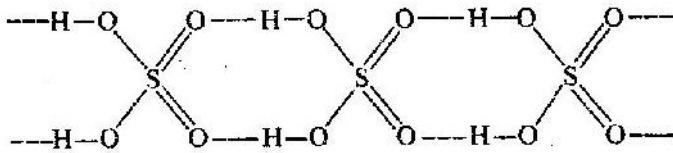


ধর্ম এবং রাসায়নিক বিক্রিয়া : সালফিউরিক এসিড একটি সাদা তরল। এটি একটি সমযোজী পদার্থ যার ঘনত্ব 1.85 g cm⁻³ এবং গলনাংক 10.5°C। পানির অনুপস্থিতিতে এটি নীল নিট্রামাসকে লাল করে না এবং বাতুর সাথে বিক্রিয়া করে হাইড্রোজেন গঠন করতে পারে না। স্ক্লেটনাংকে এটি বিয়োজিত হয়ে সালফার ট্রাইঅক্সাইড এবং স্টীম গঠন করে, এবং একটি স্থির স্ক্লেটনাংকের তরল পাওয়া যায় যার মধ্যে 98.3% এসিড থাকে। বিশুদ্ধ সালফিউরিক এসিড অণুর গঠন-তত্ত্বজনকীয় (চিত্র ৭.১১)।



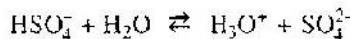
চিত্র ৭.১১ : সালফিউরিক এসিডের গঠন।

হাইড্রোজেন বন্ধন গঠনের মাধ্যমে অনেকগুলো অণু একত্রিত থাকে বলে সালফিউরিক এসিডের স্ফটনিক (270°C) এবং সান্দ্রতার মান উচ্চ হয়। ৭.১২ চিত্রে সালফিউরিক এসিডে হাইড্রোজেন বন্ধন দেখানো হয়েছে।



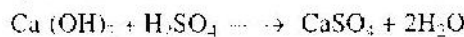
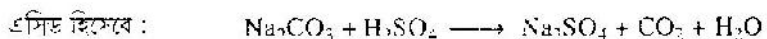
চিত্র ৭.১২ : সালফিউরিক এসিডে হাইড্রোজেন বন্ধন।

সালফিউরিক এসিড একটি অতি তীব্র এসিড। জলীয় দ্রবণে সম্পূর্ণরূপে বিয়োজিত অবস্থায় থাকে :

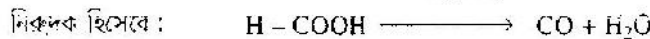


প্রথম আয়নীকরণ বিক্রিয়াটি 100% সংঘটিত হয় কিন্তু দ্বিতীয়টি মাত্র 10% ঘটে।

এটি এসিড হিসেবে, নিকরক হিসেবে এবং জারক হিসেবে বিক্রিয়া করে। যেমন



ঘন H_2SO_4

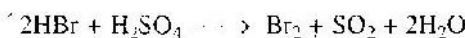
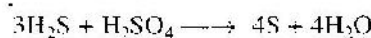
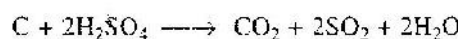
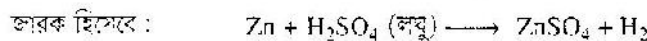


Δ

ঘন H_2SO_4



Δ



সালফিউরিক এসিডের ব্যবহার : বিভিন্ন শিল্পের জন্য সালফিউরিক এসিড একটি অতি প্রয়োজনীয় এসিড। খুব কম সংখ্যক শিল্প কারখানা আছে যেখানে কোনো না কোনো স্তরে সালফিউরিক এসিড ব্যবহৃত হয় না। এজন্য একটি দেশ রাসায়নিক শিল্প কতটা উন্নত তা সে

সংশ্লিষ্ট ব্যবহৃত সালফিউরিক এসিডের পরিমাণ থেকে অনুমান করা যায়। নিচে সালফিউরিক এসিডের কয়েকটি ব্যবহার উল্লেখ করা হয়েছে।

সার উৎপাদন : সালফিউরিক এসিডের একটি প্রধান ব্যবহার হলো কৃষিকাজের জন্য সার উৎপাদন। অ্যামোনিয়াম সালফেট, সুপার ফসফেট, ট্রিপল সুপার ফসফেট, ইত্যাদি সার উৎপাদনের জন্য প্রচুর পরিমাণে সালফিউরিক এসিড ব্যবহার করা হয়।

পেইন্ট এবং রং উৎপাদন : পেইন্ট এবং রং উৎপাদনের জন্য একটি অতি প্রয়োজনীয় উপাদান হলো TiO_2 এটি প্রস্তুত করার জন্য সালফিউরিক এসিড ব্যবহার করা হয়।

সংশ্লেষণ তত্ত্ব : রেডন এবং প্লাস্টিক তৈরির জন্য সালফিউরিক এসিড ব্যবহার করা হয়।

এসিড উৎপাদন : নাইট্রিক এসিড, হাইড্রোক্লোরিক এসিড এবং হাইড্রোসালফিউরিক এসিড উৎপাদনের জন্য সালফিউরিক এসিড ব্যবহার করা হয়।

ডিটারজেন্ট উৎপাদন : অ্যালকাইল অ্যারাইল সলফোনেট জাতীয় ডিটারজেন্ট উৎপাদনের জন্য সালফিউরিক এসিড ব্যবহার করা হয়।

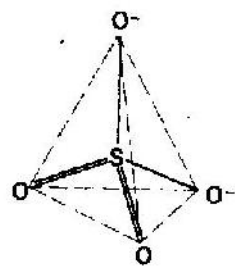
পেট্রোলিয়াম বিশোধন : পেট্রোলিয়ামে উপস্থিত অ্যালকিন যৌগ মুক্ত করার জন্য সালফিউরিক এসিড ব্যবহার করা হয়।

ধাতু বিশোধন : তড়িৎ বিশ্লেষণ দ্বারা ধাতু বিশোধনের জন্য সালফিউরিক এসিড ব্যবহার করা হয়।

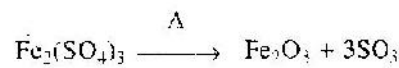
জৈব কেমিক্যালস উৎপাদন : বিভিন্ন প্রকার অ্যাজোরঞ্জক, বিস্ফোরক দ্রব্য এবং গুঁড় প্রস্তুতের জন্য সালফিউরিক এসিড ব্যবহার করা হয়।

সালফেট লবণসমূহ (Sulfate salts)

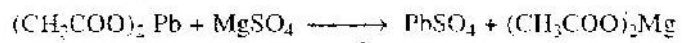
বহু বহুর অক্সাইড, হাইড্রক্সাইড অথবা কার্বোনেট যৌগকে লবু H_2SO_4 -এ প্রবীভূত করে সালফেট লবণ প্রস্তুত করা হয়। সাধারণভাবে ধাতুর সালফেট লবণগুলো পানিতে দ্রবণীয় হয়। তবে $PbSO_4$ এবং $BaSO_4$ পানিতে অদ্রবণীয় এবং $CaSO_4$ খুব অল্প মাত্রায় দ্রবণীয়। সালফিউরিক এসিড এবং দ্রবণীয় সালফেট লবণগুলো জলীয় দ্রবণে সালফেট আয়ন সৃষ্টি করে এটি একটি চতুষ্তলকীয় আয়ন (চিত্র ৭.১)। কোন কোন ধাতব সালফেটকে অধিক উত্তপ্ত করলে বিয়োজিত হয়। উদাহরণ :



চিত্র ৭.১৩ : সালফেট আয়নের গঠন

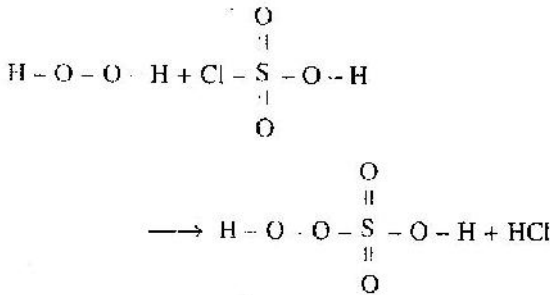


দ্রবণীয় সালফেট লবণের দ্রবণে $BaCl_2$ অথবা $(CH_3COO)_2Pb$ দ্রবণ যোগ করলে $BaSO_4$ অথবা $PbSO_4$ এর অধঃক্ষেপ সৃষ্টি হয়। এ অধঃক্ষেপ দুটি লবু HCl -এ প্রবীভূত হয় না। এ দুটি বিক্রিয়া দ্বারা দ্রবণে সালফেট আয়নের উপস্থিতি সনাক্ত করা যায়।



পারঅক্সোমোনোসালফিউরিক এসিড (Peroxomonosulfuric acid) H_2SO_5

ক্লোরোসালফিউরিক এসিডের সাথে হাইড্রোজেন পারঅক্সাইড 1 : 1 অনুপাতে বিক্রিয়া করে পারঅক্সোমোনোসালফিউরিক এসিড উৎপন্ন করে।

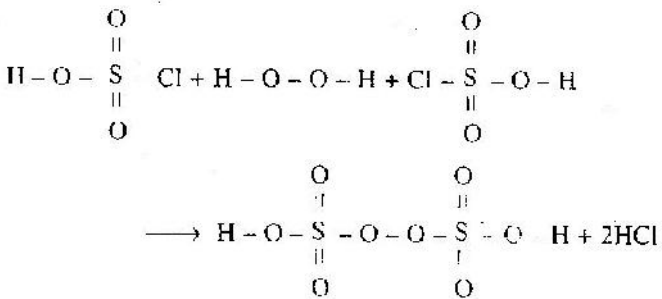


পারঅক্সোমোনোসালফিউরিক এসিড

হাইড্রোজেন পারঅক্সাইডের মতো এটি একটি জারক পদার্থ, যেমন আয়রন (II) আয়নকে এটি জারিত করে আয়রন (III) আয়নে পরিণত করে। এর গঠন সম্ভবত H_2O_2 এর গঠনের অনুরূপ $-\text{SO}_2\text{OH}$ গ্রুপ একটি H পরমাণুর পরিবর্তে উপস্থিত থাকে।

পারঅক্সোডাইসালফিউরিক এসিড (Peroxodisulfuric acid) $H_2S_2O_8$

দুই মোল ক্লোরোসালফিউরিক এসিডের সাথে এক মোল হাইড্রোজেন পারঅক্সাইডের বিক্রিয়া করে পারঅক্সোডাইসালফিউরিক এসিড প্রস্তুত করা যায়।

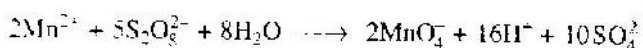
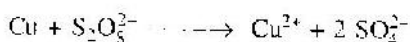


পারঅক্সোডাইসালফিউরিক এসিড

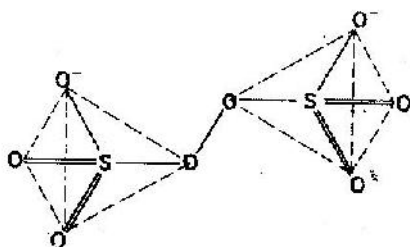
পারঅক্সোডাইসালফিউরিক এসিড এবং এর অ্যানায়ন অতি শক্তিশালী জারক পদার্থ হিসেবে কাজ করে, যেমন Fe^{2+} আয়ন Fe^{3+} আয়নে পরিণত হয় এবং অয়োডাইড আয়ন অয়োডিনে জারিত হয় :



সিলভার আয়নের উপস্থিতিতে (যা প্রভাবক হিসেবে কাজ করে) ধাতব কপার জারিত হয়ে Cu^{2+} আয়নে পরিণত হয় এবং Mn^{2+} আয়ন Mn^{7+} আয়নে পরিণত হয় :



এই চিত্র পরস্ফোতাইসালফেট আয়নের গঠন দেখানো হয়েছে।

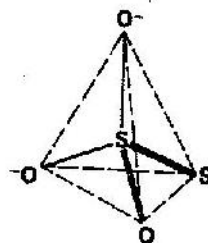


চিত্র ৭.১৪ : পরস্ফোতাইসালফেট আয়নের গঠন।

থাইোসালফিউরিক এসিড (Thiosulfuric acid)



এ এসিডটি কখনও পৃথক করা সম্ভব হয় নই, কিন্তু এর লবণগুলো সুপরিচিত। লবণগুলোতে থায়োসালফেট আয়ন, $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ উপস্থিত থাকে। সালফেট আয়নের একটি অক্সিজেন পরমাণু একটি সালফার পরমাণু দ্বারা প্রতিস্থাপিত হয়ে থায়োসালফেট আয়ন গঠিত হয় বলে মনে করা যায়, এর আকৃতি সালফেট আয়নের আকৃতির অনুরূপ (চিত্র ৭.১৫)।



চিত্র ৭.১৫ : $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ আয়নের আকৃতি।

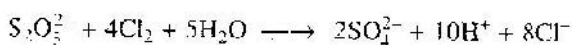
সবচেয়ে বেশি পরিচিত থায়োসালফেট লবণ হলো সোডিয়াম থায়োসালফেট যা ফটোগ্রাফীতে ব্যবহৃত হয়। সালফারের সাথে সোডিয়াম সালফাইটের জলীয় দ্রবণ উত্তপ্ত করে সোডিয়াম থায়োসালফেট প্রস্তুত করা যায়।



এসিড দ্রবণে থায়োসালফেট সুস্থিত নয়। এটি বিয়োজিত হয়ে SO_2 , H_2O এবং S গঠন করে :



থাইোসালফার একটি বিজারক হিসেবেও কাজ করে, যেমন ক্লোরিন বিজারিত হয়ে ক্লোরাইড আয়নে পরিণত হয়।

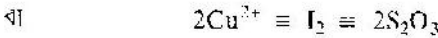
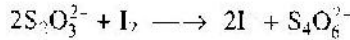


মদু জারক পদার্থ আয়োডিন ভিন্ন ধরনের বিক্রিয় করে, কিন্তু এক্ষেত্রেও আয়োডিন বিজারিত হয়ে আয়োডাইড আয়ন গঠন করে।



টেট্রাথায়োনেট আয়ন

আয়োনমিতিক বিশ্লেষণে এ বিক্রিয়াটি ব্যবহার করে আয়োডিনের পরিমাণ নির্ণয় করা হয় এবং পরোক্ষভাবে কয়েকটি জারক পদার্থের পরিমাণ নির্ণয় করা হয়, যেমন Cu^{2+} আয়ন :

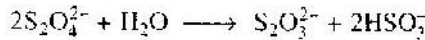


২ মোল ১ মোল ২ মোল

উপরের উদাহরণে একটি নির্দিষ্ট আয়তনের কপার(II) দ্রবণে অধিক পরিমাণ পটাশিয়াম আয়োডাইড যোগ করা হয় এবং উৎপন্ন আয়োডিনকে সোডিয়াম থায়োসালফেট দ্রবণ দ্বারা টাইট্রেশন করা হয়, টাইট্রেশনে স্টার্চ নির্দেশক ব্যবহার করা হয়।

ডাইথায়োনাস এসিড (Dithionous acid) $H_2S_2O_4$

সালফাইট লবণের জলীয় দ্রবণে অধিক পরিমাণ SO_2 দ্রবীভূত করে উক্ত দ্রবণকে জিংক চূর্ণ দ্বারা বিজারিত করলে ডাইথায়োনাইট লবণ পাওয়া যায়। এ লবণের জলীয় দ্রবণ খুব বেশি স্থিতিশীল নয় এবং ধীরে ধীরে বিয়োজিত হয়ে থায়োসালফেট এবং বাইসালফেট লবণ গঠন করে।



ডাইথায়োনিক এসিড (Dithionic acid) $H_2S_2O_6$

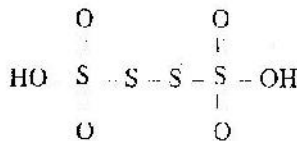
সালফাইট লবণকে ম্যাংগানিজ (IV) অক্সাইড দ্বারা জারিত করে ডাইথায়োনেট লবণ পাওয়া যায় :



ডাইথায়োনেট লবণের জলীয় দ্রবণকে H_2SO_4 দ্বারা এসিডীয় করলে মুক্ত ডাইথায়োনিক এসিড পাওয়া যায়। এটি একটি মোটামুটিভাবে স্থিতিশীল এবং মোটামুটি সবল এসিড। এর গন্ধ লবণ ধীরে ধীরে বিয়োজিত হয়।

পলিথায়োনিক এসিডসমূহ (Polythionic acids) $H_2S_nO_6$ ($n = 2, 3, 4, 5, 6$)

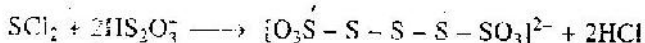
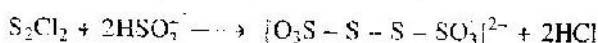
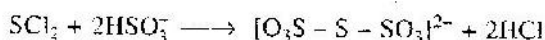
এ এসিডগুলোতে সালফার পরমাণু দ্বারা গঠিত একটি শিকল উপস্থিত থাকে। উদাহরণ :



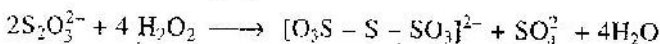
টেট্রাথায়োনিক এসিড

মূল এসিডগুলো সুস্থিত নয়, এরা দ্রুত বিয়োজিত হয়ে S, SO₂ এবং কখনো কখনো SO₃²⁻ অর্জন ঘটন করে।

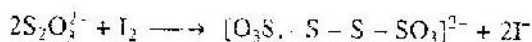
SO₂ এর জলীয় দ্রবণের সাথে H₂S এর বিক্রিয়া করে পলিথায়েনেটসমূহ প্রস্তুত করা যায়। ক্রোমিক অক্সাইডের সাথে HSO₃⁻ বা HS₂O₃²⁻ এর বিক্রিয়া করেও পলিথায়েনেটসমূহ পাওয়া যায় :



কিছু কিছু পলিথায়েনেট বিশেষ বিশেষ পরিস্থিতিতে প্রস্তুত করা যায়, যেমন সম্পূর্ণ সোডিয়াম থায়োসালফেটের শীতল দ্রবণের সাথে H₂O₂ এর বিক্রিয়া করে ট্রাইথায়েনেট পাওয়া যায় :



থায়োসালফেটের সাথে আয়োডিনের বিক্রিয়া করে টেট্রাথায়েনেট পাওয়া যায় :



মূল এসিড অথবা পলি থায়েনেট লবণ কোনোটিরই ব্যবহারিক ক্ষেত্রে গুরুত্বপূর্ণ প্রয়োগ নেই।

সালফিউরাস এবং সালফিউরিক এসিডের ক্লোরোজাতকসমূহ (Chloro derivatives of sulfurous and sulfuric acid)

সালফার ডাইক্লোরাইড অক্সাইড (Sulfur dichloride oxide) SOCl₂

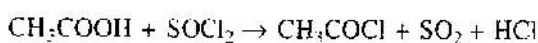
এর প্রচলিত নাম হলো থায়োনিল ক্লোরাইড। ফসফরাস পেন্টাক্লোরাইডের সাথে সালফার এই হর হিঃঃ বিক্রিয়া করে সালফার ডাইক্লোরাইড অক্সাইড পাওয়া যায়।



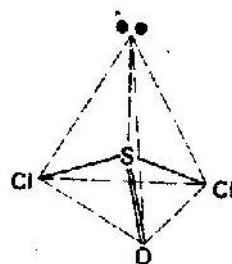
এর জলীয় দ্রবণ উত্তপ্ত করলে এটি বিয়োজিত হয়ে SO₂ এবং HCl গঠন করে :



জৈব যৌগে হাইড্রক্সিল গ্রুপকে ক্লোরিন পরমাণু দ্বারা প্রতিস্থাপনের জন্য এটি ব্যবহৃত হয়। উদাহরণ :



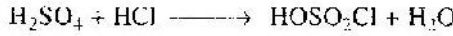
SOCl₂ একটি পিরামিড আকৃতির অণু, চতুস্তলকের চতুর্থ কেন্দ্রিক বিন্দুতে এক জোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন উপস্থিত থাকে (চিত্র ১.১৬)।



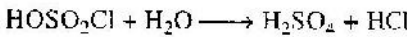
চিত্র ১.১৬ : SOCl₂ অণুর আকৃতি।

ক্লোরোসালফিউরিক এসিড (Chlorosulfuric acid) HOSO_2Cl

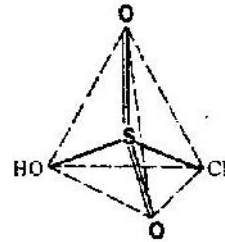
সম্মিলিত H_2SO_4 এর সাথে হাইড্রোজেন ক্লোরাইডের বিক্রিয়া করে এটি প্রস্তুত করা যায়। বিক্রিয়ায় উৎপন্ন পানি অবশিষ্ট H_2SO_4 দ্বারা শোষিত হয়।



ক্লোরোসালফিউরিক এসিড একটি বর্ণহীন তরল যা ভিজা বাতাসে অর্ধবিশ্লেষণের কারণে ধূয়া সৃষ্টি করে। অধিক পরিমাণ পানি যোগ করলে এটি দ্রুত H_2SO_4 গঠন করে :



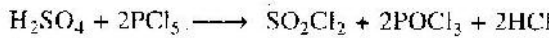
সালফিউরিক এসিডের মতো এর অণুর আকৃতি চতুস্তলকীয় (চিত্র ৭.১৭)।



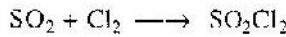
চিত্র ৭.১৭ : ক্লোরোসালফিউরিক এসিডের আকৃতি।

সালফার ডাইক্লোরাইড ডাইঅক্সাইড (Sulfur dichloride dioxide) SO_2Cl_2

গাঢ় H_2SO_4 এর সাথে PCl_5 এর বিক্রিয়ায় SO_2Cl_2 উৎপন্ন হয় :



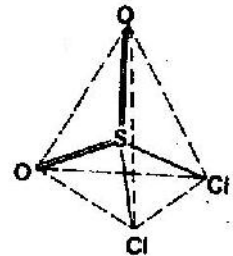
চারকোল (charcoal) এর উপস্থিতিতে SO_2 এবং Cl_2 সরাসরি বিক্রিয়া করেও এটি গঠন করে :



SO_2Cl_2 একটি বর্ণহীন তরল কিন্তু এর স্ফুটনাংক ক্লোরোসালফিউরিক এসিডের স্ফুটনাংক অপেক্ষা কম। ক্লোরোসালফিউরিক এসিডে একটি OH মূলক উপস্থিত থাকায় হাইড্রোজেন বন্ধন গঠিত হয়, কিন্তু SO_2Cl_2 -এ হাইড্রোজেন বন্ধন গঠনের কোনো সুযোগ নেই। ক্লোরোসালফিউরিক এসিডের মতো SO_2Cl_2 পানির সাথে বিক্রিয়া করে দ্রুত আদ্রবিশ্লেষিত হয় :



SO_2Cl_2 এর আকৃতি চতুস্তলকীয় (চিত্র ৭.১৮)।

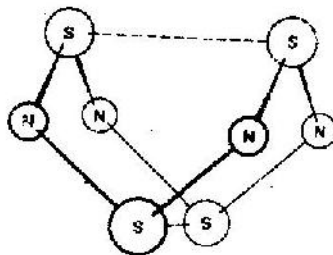


চিত্র ৭.১৮ : SO_2Cl_2 -এর আকৃতি।

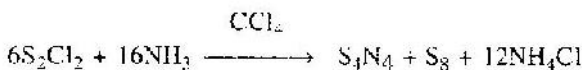
সালফার-নাইট্রোজেন বন্ধনযুক্ত যৌগসমূহ (Sulfur-nitrogen bonded compounds)

সকল S-N বন্ধনযুক্ত যৌগের মধ্যে টেট্রাসালফার টেট্রানাইট্রাইড S_4N_4 সর্বাধিক পরিচিত। অনেকগুলো S-N যৌগের প্রস্তুতির জন্য এটি প্রারম্ভিক যৌগ (starting compounds) হিসেবে

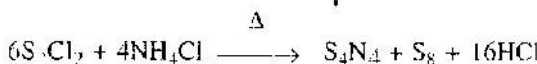
সংক্রমিত হয়। বেনজিন অথবা কার্বন টেট্রাক্লোরাইডে ডাইসালফার ডাইক্লোরাইড এবং অ্যামোনিয়াম নাইট্রো বিক্রিয়া বাটসে এটি প্রস্তুত করা যায় :



চিত্র ৭.১৯ : S_4N_4 অণুর অর্কিত।

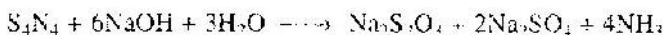


কঠিন অ্যামোনিয়াম ক্লোরাইডের সাথে S_2Cl_2 উত্তপ্ত করেও এটি প্রস্তুত করা যায় :

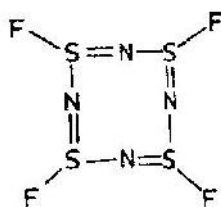


S_4N_4 একটি সুচকতির (needle shaped) স্ফটিকী কঠিন পদার্থ যার গলনাংক $178^\circ C$ । তাপমাত্রা পরিবর্তনের সাথে এর বর্ণও পরিবর্তিত হয়। স্বাভাবিক উষ্ণতায় এটি উজ্জ্বল কমলা-হালুদ বর্ণের কঠিন পদার্থ, কিন্তু $100^\circ C$ তাপমাত্রায় এটি লাল বর্ণ ধারণ করে এবং $-190^\circ C$ তাপমাত্রায় প্রায় বর্ণহীন হয়। টেট্রাসালফার টেট্রানাইট্রোজেন বাতাসে সুস্থিত, কিন্তু আঘাত করলে, ঘষলে অথবা হঠাৎ উত্তপ্ত করলে বিস্ফোরিত হয়। এটি পানিতে অদ্রবণীয় কিন্তু কয়েকটি জৈব দ্রাবকে দ্রবীভূত হয়। X-রশ্মি বিশ্লেষণের সাহায্যে এর গাঠনিক কাঠামো সঠিকভাবে নির্ণয় করা হয়েছে। এটি একটি বিষম চ্যক্রিক বলয় যা দেখতে একটি দোলনার মতো (চিত্র ৭.১৯)। এর সবগুলো S-N দূরত্ব প্রায় সমান যার গড় মান 1.62 \AA । S এবং N পরমাণুর সমযোজী ব্যাসার্ধের যোগফল (1.78 \AA) থেকে এ মান যথেষ্ট কম। অতএব S-N বন্ধনগুলো আংশিকভাবে দ্বি-বন্ধন প্রকৃতির। যেহেতু সবগুলো S-N দূরত্ব সমান, এর অণুতে পাই ইলেকট্রনগুলো সর্বত্র সমানভাবে বিস্থানীয়কৃত (delocalized) হয়। নাইট্রোজেন পরমাণুর p_z এবং সালফার পরমাণুর d_z অরবিটালসমূহ ইলেকট্রনের বিস্থানীয়করণে অংশগ্রহণ করে। দোলনা আকৃতির এ অণুর উপরের দিকে এবং নিচের দিকে অবস্থিত দুই জোড়া S-S দূরত্বের মানও সমান (2.58 \AA)। দুটি সালফার পরমাণুর ভাঁজ তার ওয়ালস ব্যাসার্ধের যোগফল 3.30 \AA এবং এদের মধ্যে একক বন্ধন দূরত্বের মান 2.08 \AA হয়। এ থেকে প্রমাণিত হয় এ দুটি সালফার পরমাণুর মধ্যে একটি অতি দুর্বল S-S বন্ধন সৃষ্টি হয়।

S_4N_4 অতি ধীরে পানি দ্বারা বিশ্লেষিত হয়, কিন্তু উষ্ণ NaOH দ্রবণের সাথে এটি অতি দ্রুত বিক্রিয়া ঘটায় এবং বলয়টি ভেঙে যায়

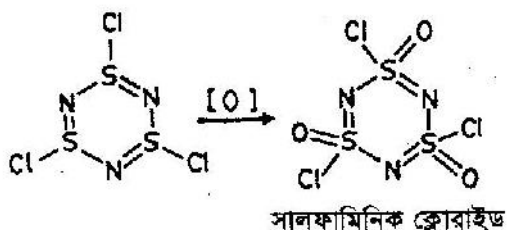
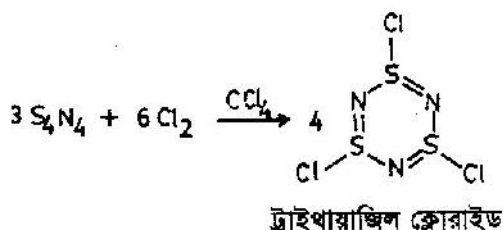


S_4N_4 কার্বন টেট্রাক্লোরাইড দ্রবণে AgF_2 এর সাথে শীতল অবস্থায় বিক্রিয়া করে টেট্রাথায়াজিন টেট্রাক্লোরাইড, $S_4N_4F_4$ গঠন করে। এ যৌগে একটি আট সদস্যবিশিষ্ট S-N বন্ধ্য থেকে এবং ফ্লোরিন পরমাণুগুলো সালফার পরমাণুর সাথে যুক্ত থাকে (চিত্র ৭.২০)। $S_4N_4F_4$ একটি সাদা কঠিন পদার্থ যা সহজেই পানি দ্বারা আক্রান্ত হয়।

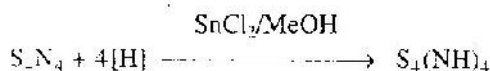


চিত্র ৭.২০ : $S_4N_4F_4$ অণুর গঠন।

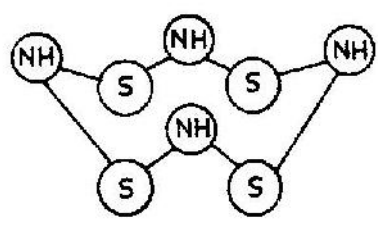
S_4N_4 কার্বন টেট্রাক্লোরাইড দ্রবণে ক্লোরিনের সাথে বিক্রিয়া করে টেট্রাথায়াজিন টেট্রাক্লোরাইড, $N_2S_2Cl_2$, উৎপন্ন করে $N_2S_2Cl_2$ -কে জারিত করলে সালফামিনিক ক্লোরাইড উৎপন্ন হয়।



S_4N_4 -কে মিথাইল অ্যালকোহলে স্টেনাস ক্লোরাইড দ্রবণ দ্বারা বিজারিত করলে টেট্রাসালফার টেট্রাইমাইড, $S_4(NH)_4$, উৎপন্ন হয় :



এই S_4 অণুর সমন্বয়েকটুর্নীয় এবং S_8 এর মতো এটিও মুক্ত আকৃতির অণু (চিত্র ৭.২১)।



চিত্র ৭.২১ : $S_4(NH)_4$ অণুর আকৃতি

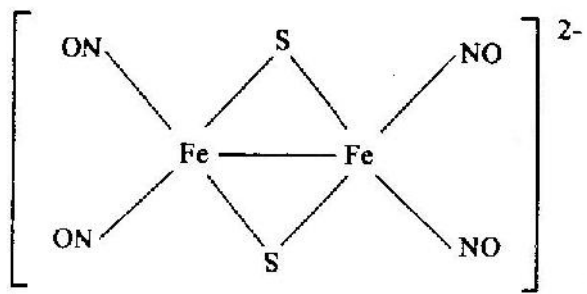
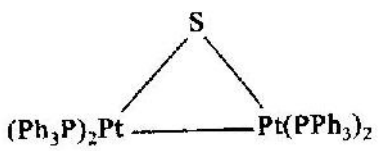
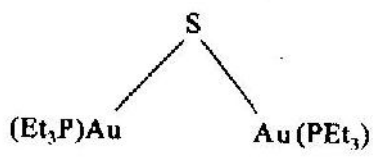
$S_4(NH)_4$ একটি সাদা কেলসী পদার্থ এবং এর গলনাঙ্ক $124^\circ C$ ক্লোরিনের সাথে বিক্রিয়া করে এই পদার্থ S_2N_2 যৌগ গঠন করে



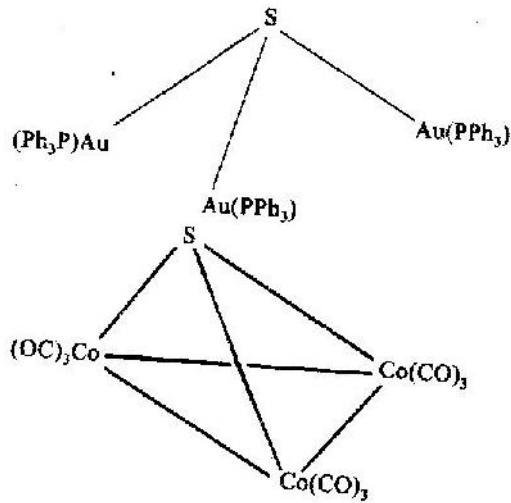
লিগ্যান্ড হিসেবে সালফার (Sulfur as a ligand)

সহ স্টিকার্ট লিগ্যান্ড হিসেবে সালফার পরমাণু ৩টি ল যৌগে দুটি, তিনটি অথবা চারটি ধাতব পরমাণুর সাথে যুক্ত হতে পারে। নিচে কয়েকটি উদাহরণ দেয়া হলো।

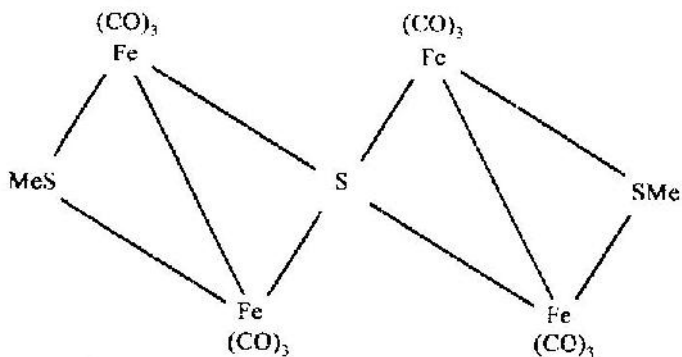
μ_2 -S অটিল ($2e^-$ দাতা S পরমাণু)



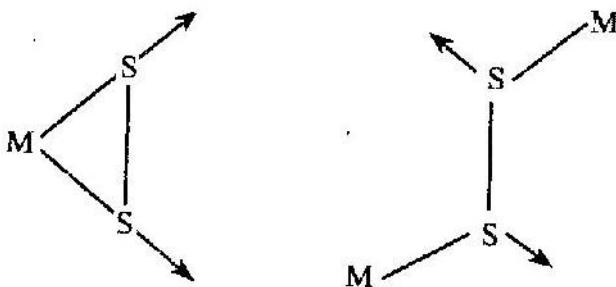
μ_3 -জটিল ($4e^-$ দাতা S পরমাণু):



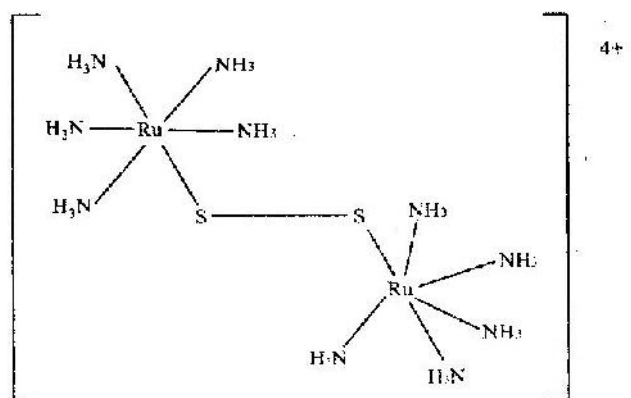
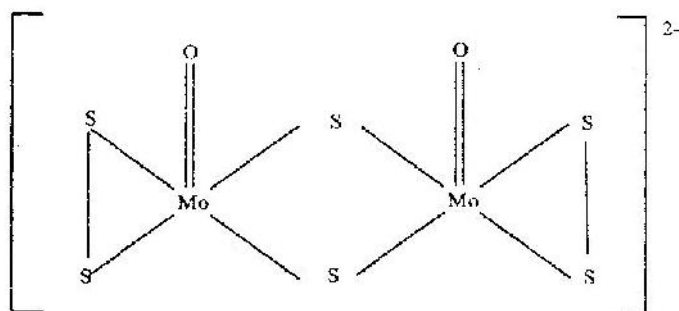
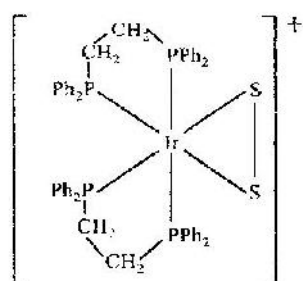
μ_4 -S জটিল ($6e^-$ দাতা S পরমাণু)



ডাইসালফার লিগ্যান্ড S_2 জটিল বৌগে ধাতব পরমাণুর পাশাপাশি অবস্থানে থেকে লিগ্যান্ড হিসেবে কাজ করতে পারে অথবা দুটি ধাতব পরমাণুর মাঝখানে একত্রিত হলে হিসেবে অবস্থান করতে পারে :



উচ্চ পদ্ধতিতেই সালফার পরমাণু তার অবশিষ্ট ইলেকট্রন জোড়গুলি ব্যবহার করে অরো ধাতু পরমাণুর সাথে লিগ্যান্ড হিসেবে যুক্ত হতে পারে। নিচে কয়েকটি ডাইসালফার লিগ্যান্ড দ্রবণের সঠিকের উদাহরণ দেয়া হয়েছে।

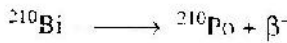


সেলিনিয়াম, টেলুরিয়াম এবং পোলোনিয়াম (Selenium, tellurium and polonium)

মৌলসমূহের উৎস এবং প্রাচুর্য (Occurrence and abundance of the elements)

প্রকৃতিতে সেলিনিয়াম, টেলুরিয়াম এবং পোলোনিয়াম অত্যন্ত হাল্ধ পরিমাণে পাওয়া যায়। সালফাইড আকরিকের সাথে ভেঙ্কল হিসেবে সামান্য পরিমাণে সেলিনাইড এবং টেলুরাইড উপস্থিত থাকে। লেড, আয়রন, কপার, সিলভার এবং গোল্ডের সালফাইড আকরিককে বাতাসে পোড়ালে প্রাপ্ত ধোঁয়া থেকে এবং সালফিউরিক প্রস্তুতের লেড চ্যাম্বার থেকে সেলিনিয়াম এবং টেলুরিয়াম উদ্ধার করা হয়।

ইউরেনিয়াম এবং থোরিয়াম খনিজে সামান্য পরিমাণে পোলোনিয়াম প্রাপ্ত হয়। এটি প্রথম পিচব্লেন্ড থেকে পৃথক করা হয়েছিল, এ খনিজের প্রতি টনে মাত্র 0.1 mg পোলোনিয়াম উপস্থিত থাকে। নিউক্লীয় রিঅ্যাক্টরে ^{209}Bi আইসোটোপকে নিউট্রন দ্বারা আঘাত করে পোলোনিয়াম প্রস্তুত করা যায় :



বর্তমানে এ পদ্ধতিতেই পোলোনিয়াম প্রস্তুত করা হয়। পোলোনিয়ামের সবগুলো আইসোটোপ তেজস্ক্রিয়।

মৌলসমূহের বিভিন্ন অবস্থা (Different forms of the elements)

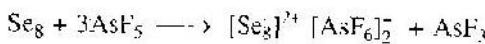
সেলিনিয়ামকে ছয়টি বহুরূপী অবস্থায় পাওয়া যায়। চারটির রং লাল এর দুটির রং ধূসর। চারটি লাল রঙের তিনটি কেলাসী এবং একটি অকলসী। কেলাসী রূপগুলোতে Se_8 অণু উপস্থিত থাকে, তিনটি রূপের মধ্যে পার্থক্য হলো এগুলোতে Se_8 অণুগুলোর সজ্জার পার্থক্য।

টেলুরিয়াম কেবল একটি কেলাসীরূপে অবস্থান করে। এর রং সাদা এবং এটি একটি অর্ধ-ধাতু (semimetal)

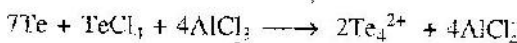
পোলোনিয়াম একটি প্রকৃত ধাতব মৌল। একে দুটি রূপে পাওয়া যায় : α -রূপ এবং β -রূপ। α -রূপটির কেলাসের আকৃতি একটি ঘনকের মতো কিন্তু β -রূপটির আকৃতি রোম্বোহেড্রাল (rhombohedral)।

রাসায়নিক সক্রিয়তা (Chemical reactivity)

সেলিনিয়াম এবং টেলুরিয়াম বাতাসে উত্তপ্ত করলে ডাইঅক্সাইড গঠন করে ; এরা উত্তপ্ত অবস্থায় হ্যালোজেন, অধিকাংশ ধাতু এবং অধাতুর সাথেও বিক্রিয়া করে উত্তপ্ত H_2SO_4 এবং HNO_3 দ্বারাও এরা আক্রান্ত হয়। তরল HF -এ সেলিনিয়াম AsF_5 -এর সাথে বিক্রিয়া করে একটি লবণ গঠন করে :



এপ বিগলিত AlCl_3 দ্রবণে Te এবং TeCl_4 বিক্রিয়া করে একটি লবণ উৎপন্ন করে :



সেলিনিয়াম, টেলুরিয়াম এবং পোলোনিয়ামের হাইড্রাইড যৌগসমূহ (The hydrides of selenium, tellurium and polonium)

সেলিনিয়াম, টেলুরিয়াম এবং পোলোনিয়াম H_2X ($X = Se, Te, Po$) সংকেতবিশিষ্ট গ্যাসীয় হাইড্রাইড যৌগ গঠন করে। এরা বিশ্লেী গন্ধযুক্ত এবং অত্যন্ত বিষাক্ত।



সেলিনিয়াম, টেলুরিয়াম এবং পোলোনিয়ামের হ্যালাইড যৌগসমূহ (The halides of selenium, tellurium and polonium)

সেলিনিয়াম এবং টেলুরিয়াম হ্যালাইড যৌগ গঠন করে, এ যৌগগুলোতে হ্যালোজেনের যোজনী ২, ৪ এবং ৬ হতে পারে। পোলোনিয়াম কেবল ২ এবং ৪ অবস্থায় হ্যালাইড যৌগ গঠন করে। নিচে কয়েকটি হ্যালাইড যৌগের উদাহরণ দেয়া হয়েছে।

SeCl _২ (গ্যাস)	SeCl _৪ (কঠিন)	SeF _৬ (তরল)	SeF _৬ (গ্যাস)
TeCl _২ (কঠিন)	TeCl _৪ (কঠিন)	TeF _৬ (কঠিন)	TeF _৬ (গ্যাস)
PoCl _২ (কঠিন)	PoCl _৪ (কঠিন)		

এস সবগুলো সমযোজী যৌগ এবং এদের গঠন সালফারের অনুরূপ হ্যালাইড যৌগের গঠনের মতো। যদিও SF_৬ পানির প্রতি খুবই নির্ভরশীল, SeF_৬ ধীরে ধীরে আর্দ্রবিশ্লেষিত হয় এবং TeF_৬ মাত্র মুঠি দ্রুত আর্দ্রবিশ্লেষিত হয়।

সেলিনিয়াম এবং টেলুরিয়ামের অক্সাইড এবং অক্সোএসিডসমূহ (The oxides and oxoacids of selenium and tellurium)

সেলিনিয়াম একটি কঠিন ডাইঅক্সাইড SeO_২ গঠন করে যার গঠন শিকলের মতো। এটি পানিতে দ্রবীভূত হয়ে সেলিনিয়াম এসিড, H_২SeO_৩, গঠন করে। এ এসিডটি হাইড্রোজেন সেলিনাইট এবং সেলিনাইট লবণ গঠন করে। H_২SeO_২ একটি জারক পদার্থ। সেলিনিয়ামের ট্রাইঅক্সাইড, SeO_৩, এ পর্যন্ত বিশুদ্ধ অবস্থায় পৃথক করা যায় নাই; এটি পানিতে দ্রবীভূত হয়ে সেলিনিক এসিড, H_২SeO_৪, উৎপন্ন করে। সেলিনিক এসিড একটি তীব্র জারক পদার্থ। এ এসিডটি হাইড্রোজেন সেলিনেট এবং সেলিনেট লবণ গঠন করে।

টেলুরিয়াম ডাইঅক্সাইড, TeO_২, পানিতে অদ্রবণীয় কঠিন পদার্থ। ক্ষার দ্রবণের সাথে বিক্রিয়া করে এটি হাইড্রোজেন টেলুরাইট এবং টেলুরাইট লবণ গঠন করে। আবার এটি নাইট্রিক এসিডের সাথে বিক্রিয়া করে একটি ক্ষারকীয় নাইট্রেট লবণ গঠন করে। অতএব TeO_২ এর অ্যামফোটেরিক ধর্ম রয়েছে। TeO_২-ও পানিতে অদ্রবণীয়, এটি ক্ষার দ্রবণের সাথে বিক্রিয়া করে হাইড্রোজেন টেলুরেট এবং টেলুরেট লবণ গঠন করে। টেলুরিক এসিডের সংকেত H_৬TeO_৬।

পোলোনিয়াম ডাইঅক্সাইড, PoO_২, একটি আয়নিক যৌগ যার মধ্যে Po^{৪+} আয়ন উপস্থিত থাকে। এটি TeO_২ অপেক্ষা বেশি ক্ষারকীয় এবং সালফেট ও নাইট্রেট লবণ গঠন করে। পোলোনিয়ামের উচ্চতর অক্সাইড জানা নেই।

অক্সিজেন এবং সালফারের তুলনামূলক রসায়ন (Comparative chemistry of oxygen and sulfur)

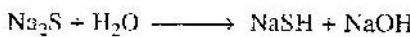
সাদৃশ্য : (১) অক্সিজেন এবং সালফার উভয়েই অধাতব মৌল।

(২) উভয়ের যোজনী স্তরের ইলেকট্রন বিন্যাস $ns^2 np^4$

(৩) অধাতব মৌলের সাথে উভয়েই সমযোজী যৌগ গঠন করে। উদাহরণ : H_2O এবং H_2S ; CO_2 এবং CS_2 ; P_4O_{10} এবং P_4S_{10} ।

(৪) অধিক ইলেকট্রোপার্বলিত ধাতব মৌলের সাথে \downarrow যৌগ আয়নিক যৌগ গঠন করে।
উদাহরণ : Na_2O এবং Na_2S ; CaO এবং CaS ।

(৫) ক্ষার ধাতুর হাইড্রাইড এবং সালফাইড যৌগগুলো আর্দ্রবিশ্লেষণ বিক্রিয়ায় একই ধরনের প্রচারণ করে।



বৈসাদৃশ্য : (১) অক্সিজেন দ্বি-পরমাণুক O_2 অণু গঠন করে, কিন্তু সালফার অষ্ট-পরমাণুক S_8 অণু গঠন করে।

(২) সাধারণ অবস্থায় অক্সিজেন একটি গ্যাস, কিন্তু সালফার কঠিন অবস্থায় থাকে।

(৩) অক্সিজেন অণুতে দুটি অক্সিজেন পরমাণুর মধ্যে একটি দ্বি-বন্ধন উপস্থিত থাকে, কিন্তু সালফার অণুতে সালফার পরমাণুগুলোর মধ্যে $S - S$ একক বন্ধন উপস্থিত থাকে।

(৪) অক্সিজেন কেবল দুটি সমযোজী বন্ধন গঠন করে, কিন্তু সালফার পরমাণুর যোজনী স্তরে ফাঁকা d অরবিটাল উপস্থিত থাকায় এ অরবিটালগুলো ব্যবহার করে সালফার স্বাভাবিক দুটি সমযোজী বন্ধন ছাড়াও চারটি এবং ছয়টি সমযোজী বন্ধন গঠন করতে পারে। উদাহরণ : SF_4 এবং SF_6 ।

(৫) অক্সিজেন একটি অত্যধিক ইলেকট্রো-নিগেটিভ মৌল। কিন্তু সালফারের ইলেকট্রোনিগেটিভিটির মান খুব কম। এজন্য $O - H$ বন্ধনযুক্ত যৌগগুলোতে শক্তিশালী হাইড্রোজেন বন্ধন গঠিত হতে পারে, কিন্তু $S - H$ বন্ধনযুক্ত যৌগগুলোতে অতি দুর্বল হাইড্রোজেন বন্ধন গঠিত হয়। শক্তিশালী হাইড্রোজেন বন্ধন গঠনের কারণে পানি একটি উচ্চ স্ফটনাকর্ষক তরল হয় কিন্তু অতি দুর্বল হাইড্রোজেন বন্ধন গঠনের কারণে হাইড্রোজেন সালফাইড একটি গ্যাস হিসেবে অবস্থান করে।

(৬) p_x অরবিটাল ব্যবহার করে অক্সিজেন শক্তিশালী π বন্ধন গঠন করে। কিন্তু π বন্ধন গঠনের জন্য সালফার d_x অরবিটাল ব্যবহার করে। অক্সিজেন দ্বারা গঠিত $p_x - p_x$ বন্ধন সালফার দ্বারা গঠিত $p_x - d_x$ বন্ধনের তুলনায় অনেক বেশি শক্তিশালী হয়।

(৭) সালফারের ক্যাটনেশন প্রবণতা খুব বেশি, কিন্তু অক্সিজেনের ক্যাটনেশন ধর্ম নেই। ফলে সালফার এমন অনেক যৌগ গঠন করে যেগুলোর অনুরূপ কোনো যৌগ অক্সিজেন গঠন করে না। উদাহরণ : পলিসালফাইড আয়ন, S_n^{2-} ; পলিথায়োসেফেট আয়ন, $[O_3S - S_n - SO_3]^{2-}$; এবং $X - S_n - X$ ($X = H, Cl, CN$ অথবা NR_2) যৌগসমূহ।

অক্সিজেনের সাথে গ্রুপ VIA(16) এর অবশিষ্ট মৌলসমূহের ধর্মের পার্থক্যের কারণ
Reasons for differences in the properties of oxygen with the remaining elements
of Gr VIA(16)

নিম্ন উল্লিখিত কারণগুলোর জন্য অক্সিজেন গ্রুপ VIA(16) এর অন্তর্ভুক্ত অন্য মৌলগুলোর সাথে
ধর্মের পার্থক্য দেখায় :

১. অক্সিজেনের তুলনায় সালফার, সেনিফিয়াম, টেলুরিয়াম এবং পোলোনিয়ামের
ইলেকট্রনিক গুণাবলির মান খুব কম। ফলে এ মৌলগুলোর যৌগের আয়নিক বৈশিষ্ট্য কম হয়।
অধিক ইলেকট্রনিক গুণাবলি হওয়ায় অক্সিজেন শক্তিশালী হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন করতে পারে,
যদিও কম ইলেকট্রনিক গুণাবলির কারণে গ্রুপের অন্য মৌলগুলো উল্লেখযোগ্য পরিমাণে হাইড্রোজেন
বন্ধন গঠন করতে পারে না।

২. অক্সিজেন শক্তিশালী $p_{\pi} - p_{\pi}$ বন্ধন গঠন করতে পারে, সালফারের ক্ষেত্রে উল্লেখযোগ্য
কোনো $p_{\pi} - p_{\pi}$ বন্ধন গঠিত হয় না, কিন্তু দুর্বল $d_{\pi} - p_{\pi}$ বন্ধন গঠিত হয়। গ্রুপের অন্য মৌলগুলো
কোনো $p_{\pi} - p_{\pi}$ বন্ধন গঠন করে না।

৩. S, Se, Te এবং Po এর স্বাভাবিক যোজনী ২ হলেও তাদের যোজনী স্তরের ফাঁকা d
অরবিটাল ব্যবহার করে ৪ এবং ৬ হতে পারে। অক্সিজেনের যোজনী স্তরে কোনো d অরবিটাল না
হওয়ায় এটি কেবল ২ যোজনী দেখায়।

৪. সালফারের তীব্র ক্যাটিনেশন ধর্ম আছে, কেবল কার্বনের ক্যাটিনেশন ধর্ম সালফারের
ক্যাটিনেশন ধর্ম থেকে বেশি হয়। গ্রুপের অন্য মৌলগুলোর ক্যাটিনেশন ধর্ম খুবই কম।

প্রশ্নমালা

১. গ্রুপ VIA(16) মৌলসমূহের নাম, প্রতীক এবং ইলেকট্রন বিন্যাস লেখ। কি কি উপায়ে
অক্সিজেন তার অকটেট পূর্ণ করতে পারে তা উদাহরণসহ দেখাও। সালফার ছয়টি সমযোজী বন্ধন
গঠন করতে পারে, কিন্তু অক্সিজেন তা পারে না কেন?

২. অক্সিজেন এবং সালফারের রাসায়নের তুলনামূলক আলোচনা কর। অক্সিজেনের কয়েকটি
ব্যবহার উল্লেখ কর।

৩. কি কি কারণে অক্সিজেন গ্রুপ VIA(16) এর অন্তর্গত অবশিষ্ট মৌলগুলোর সাথে ধর্মের
পার্থক্য দেখায় তা আলোচনা কর।

৪. ওজেনের গঠনিক সংকেত লিখ। এটি কিভাবে প্রস্তুত করা যায়? উর্ধ্বাকাশে কিভাবে
ওজেন সৃষ্টি হয়? ওজেন স্তর ধ্বংস হলে জীবজগতের কি ক্ষতি হতে পারে? ওজেনের পাঁচটি
মুখ্য বিক্রিয়ার উদাহরণ দাও। একটি আয়নিক ওজেনাইড যৌগের উদাহরণ দাও এবং এটি
কিভাবে প্রস্তুত করা যায় তা সমীকরণের সাহায্যে দেখাও।

৫. গাঠনিক কাঠামোর উপর ভিত্তি করে অক্সাইড যৌগগুলোর শ্রেণীবিভাগ উদাহরণসহ
আলোচনা কর।

৮। এসিড-ক্ষার প্রকৃতির উপর ভিত্তি করে অক্সাইড যৌগগুলোর শ্রেণীবিভাগ উদাহরণসহ আলোচনা কর।

৯। হাইড্রোজেন পারঅক্সাইডের শিল্পোৎপাদন পদ্ধতি বর্ণনা কর। এর গাঠনিক কাঠামো একে দেখাও H_2O_2 এর দুটি জারণ বিক্রিয়া এবং দুটি বিজারণ বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও। হাইড্রোজেন পারঅক্সাইডের উল্লেখযোগ্য কয়েকটি ব্যবহার উল্লেখ কর।

১০। আয়নিক প্যারঅক্সাইড, আয়নিক সুপারঅক্সাইড এবং আয়নিক ওজোনাইড যৌগসমূহের দুটি করে উদাহরণ দাও এবং এদের প্রস্তুত পদ্ধতি রাসায়নিক সমীকরণ দ্বারা উল্লেখ কর।

১১। O_2 তামন সংবলিত তিনটি যৌগের উদাহরণ দাও এবং এগুলো কিভাবে প্রস্তুত করা যায় তা সমীকরণের সাহায্যে দেখাও।

১২। O_2 কি কি পদ্ধতিতে লিগ্যান্ড হিসেবে জটিল যৌগ গঠন করতে পারে তা উল্লেখ কর। দুটি ডাইঅক্সিজেন জটিলের উদাহরণ দাও এবং এগুলো কিভাবে প্রস্তুত করা যায় তা সমীকরণের সাহায্যে দেখাও।

১৩। অক্সিজেনের ফ্লোরাইড যৌগ সম্পর্কে একটি সীকা লিখ।

১৪। অক্সিজেন O_2 অণু গঠন করে কিন্তু সালফার S_2 অণু গঠন করে কেন?

১৫। সালফারের প্রধান উৎসগুলো কি? ফাঁস পদ্ধতিতে সালফার নিষ্কাশন বর্ণনা কর। সালফারের প্রধান রূপ দুটি উল্লেখ কর এবং এ দুটি রূপের মধ্যে কিভাবে পারস্পরিক পরিবর্তন ঘটেছে তা দেখাও।

১৬। সালফারের বহুরূপতা বর্ণনা কর। রশ্মিক সালফার থেকে কিভাবে সালফারের অন্য রূপগুলো পাওয়া যায়?

১৭। সালফার উত্তপ্ত করলে কি কি পরিবর্তন ঘটে তা ব্যাখ্যাসহ বর্ণনা কর।

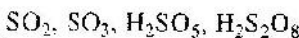
১৮। H_2O এবং H_2S এর স্ফুটনাংকের পার্থক্যের কারণ ব্যাখ্যা কর। ল্যাবরেটরিতে কিভাবে হাইড্রোজেন সালফাইড প্রস্তুত করা হয়? এর ভৌত এবং রাসায়নিক ধর্মগুলো বর্ণনা কর। লবণ বিশ্লেষণে হাইড্রোজেন সালফাইডের প্রয়োগ সম্পর্কে আলোচনা কর।

১৯। SF_4 , SF_6 এবং S_2F_{10} এর গাঠনিক কাঠামো একে দেখাও

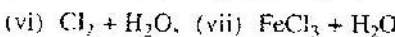
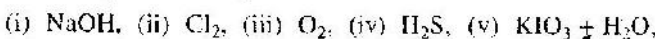
২০। ডাইসালফার ডাইফ্লোরাইড কিভাবে প্রস্তুত করা যায়? এর গাঠনিক কাঠামো আঁক। ফ্লোরিনের সাথে S_2Cl_2 এর বিক্রিয়া বর্ণনা কর।

২১। সালফারের অক্সাইড যৌগগুলোর নাম এবং সংকেত লিখ। S_8O অণুর গাঠনিক কাঠামো আঁক।

২২। নিম্নলিখিত যৌগগুলোর প্রস্তুত পদ্ধতি, গাঠনিক কাঠামো এবং ধর্ম বর্ণনা কর :



২৩। ল্যাবরেটরিতে এবং শিল্পক্ষেত্রে কিভাবে সালফার ডাই-অক্সাইড উৎপন্ন করা হয়? নিচের বিকারকগুলোর সাথে SO_2 এর বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও :



১৯। গাঢ়সীরা এবং কঠিন অবস্থায় SO_2 এর গাঠনিক কাঠামো একে দেখাও। H_2SO_4 এর সাথে SO_2 এর বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও। উৎপন্ন পদার্থটির গাঠনিক চিত্র আঁক।

২০। ক) $NaHSO_3$ এর উপর তাপের প্রভাব বর্ণনা কর।

খ) SO_3^{2-} এবং $S_2O_3^{2-}$ আয়নের গাঠনিক কাঠামো তুলনা কর।

গ) $Na_2S_2O_8$ এবং I_2 এর মধ্যে সংঘটিত বিক্রিয়ার সমীকরণ লও

ঘ) সালফিউরাস এসিড এবং সালফাইট লবণগুলো বিজারক হিসেবে আচরণ করে কেন?

২১। স্পর্শ পদ্ধতিতে সালফিউরিক এসিড প্রস্তুতের মূলনীতি আলোচনা কর। এসিড হিসেবে, জ্বরক হিসেবে এবং নিরুদক হিসেবে সালফিউরিক এসিডের দুটি করে বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও।

২২। সালফার ডাই-অক্সাইড এবং সালফার ট্রাইঅক্সাইড অণুর গাঠনিক কাঠামো আঁক। পরস্পরের এ দুটি অক্সাইড প্রস্তুতির মূলনীতি ব্যাখ্যা কর। পানি এবং ফর দ্রবণের সাথে এদের বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও।

২৩। শিল্পক্ষেত্রে সালফিউরিক এসিডের গুরুত্ব আলোচনা কর।

২৪। সালফার ডাইঅক্সাইড এবং হাইড্রোজেন সালফাইডের মধ্যে সংঘটিত রাসায়নিক বিক্রিয়ার সমীকরণ লেখ এবং বিক্রিয়াটিতে দুটি বিক্রিয়কের জারণ অবস্থার কি পরিবর্তন ঘটে তা দেখাও।

২৫। উদাহরণ দিয়ে দেখাও যে সালফিউরিক এসিড

- একটি জারক হিসেবে আচরণ করে,
- একটি এসিড হিসেবে আচরণ করে,
- একটি নিরুদক হিসেবে আচরণ করে,
- বিভিন্ন লবণ থেকে উদ্বায়ী এসিড উৎপন্ন করে।

২৬। রাসায়নিক সমীকরণসহ দেখাও যে

- SO_2 একটি জ্বরক হিসেবে কাজ করে,
- SO_2 একটি বিজারক হিসেবে কাজ করে,
- SO_2 একটি এসিডধর্মী অক্সাইড,
- SO_2 একটি বিরঞ্জক পদার্থ।

২৭। সালফারের অক্সোসালফিউরিক এসিডের নাম, সংকেত এবং গাঠনিক সংকেত লিখ। সালফিউরিক এসিডের উচ্চ স্ফুটনাঙ্কের কারণ ব্যাখ্যা কর।

২৮। পরঅক্সোমোনোসালফিউরিক এসিড এবং পারঅক্সোডাইসালফিউরিক এসিডের গাঠনিক চিত্র আঁক। এদের একটি করে প্রস্তুত পদ্ধতি রাসায়নিক সমীকরণসহ বর্ণনা কর। পরঅক্সোডাইসালফিউরিক এসিড দ্বারা সংঘটিত কয়েকটি জারণ বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও।

২৯। পলিথায়োনিক এসিডগুলোর সাধারণ সংকেত কি? পলিথায়োনিকগুলো কিভাবে প্রস্তুত করা যায়? হেক্সাথায়োনেট আয়নের গাঠনিক কাঠামো একে দেখাও

৩০। S_4N_4 অণুর গাঠনিক কাঠামোর চিত্র আঁক। এটি কিভাবে প্রস্তুত করা যায়? S_4N_4 এর সাথে নিচের বিকারকগুলোর বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও :

- CCl_4 দ্রবণে AgF_2 ,
- CCl_4 দ্রবণে Cl_2 ,
- $SnCl_2/MeOH$

৩৪। $\mu_2 - S$, $\mu_3 - S$ এবং $\mu_4 - S$ লিগ্যান্ডযুক্ত কয়েকটি জটিল যৌগের গাঠনিক কাঠামো আঁক।

৩৫। ডাইসালফার লিগ্যান্ড সংবলিত কয়েকটি জটিল যৌগের উদাহরণ দাও।

৩৬। সেলিনিয়াম, টেলুরিয়াম এবং পোলোনিয়ামের রসায়নের একটি সংক্ষিপ্ত তুলনামূলক আলোচনা কর।

৩৭। SF_6 গঠিত হয় কি? OF_6 গঠিত হয় না কেন?

৩৮। ব্যাখ্যা কর কেন SF_6 পানির সাথে বিক্রিয়া করে না, কিন্তু TeF_6 পানির সাথে বিক্রিয়া করে।

৩৯। সালফিউরিক এসিড, সেলিনিক এসিড এবং টেলুরিক এসিডের মধ্যে একটি তুলনামূলক আলোচনা কর।

৪০। সালফারের প্রধান ফ্লোরাইড যৌগগুলো: কি কি? এগুলো কিভাবে প্রস্তুত করা যায়? এদের গাঠনিক কাঠামো আঁক এবং এগুলো কি কাজে ব্যবহৃত হয় তা উল্লেখ কর।

৪১। H_2SO_4 , H_2SO_5 , $H_2S_2O_3$, $H_2S_2O_7$ এবং $H_2S_2O_8$ এর গাঠনিক কাঠামো আঁক এবং এগুলো তুলনা কর। প্রতিটি যৌগের নাম লিখ এবং এদের প্রস্তুতির জন্য একটি করে রাসায়নিক বিক্রিয়ার সমীকরণ লিখ।

৪২। অক্সিজেনের প্রধান জারণ সংখ্যা - 2, কিন্তু একই গ্রুপের মৌল সালফার -2, +4 এবং +6 জারণ অবস্থা দেখায়। আলোচনা কর।

৪৩। অক্সিজেন এবং সালফারের রসায়নের একটি তুলনামূলক আলোচনা কর।

৪৪। অক্সিজেন লবণ বিশ্লেষণে H_2S এর প্রয়োগ আলোচনা কর।

৪৫। গ্রুপ VIA (16) এর অন্য মৌলগুলোর সাথে অক্সিজেনের ধর্মের পার্থক্যের কারণগুলো উল্লেখ কর।

অষ্টম অধ্যায়

GrVIIA(17) মৌলসমূহ : ফ্লোরিন, ক্লোরিন, ব্রোমিন,

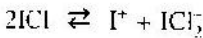
আয়োডিন এবং অ্যাস্টেটাইন

[GrVIIA(17) Elements : Fluorine, Chlorine,
Bromine, Iodine and Astatine]

সাধারণ আলোচনা (General Remarks)

ফ্লোরিন, ক্লোরিন, ব্রোমিন, আয়োডিন এবং অ্যাস্টেটাইন এ পাঁচটি মৌল পর্যায় সারণির GrVIIA(17) এর অন্তর্গত প্রকৃতিতে এদের লবণ প্রচুর পরিমাণে পাওয়া যায় বলে এদেরকে একসাথে হ্যালোজেন মৌল বলা হয় (halogen শব্দের অর্থ লবণ প্রস্তুতকারী)। সবগুলো মৌল সক্রিয় ধাতুর সাথে বিক্রিয়া করে লবণ উৎপন্ন করে। চ.১ এবং চ.২ সাধণিতে যথাক্রমে মৌলসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাস এবং কতিপয় পারমাণবিক ও ভৌত ধর্মের উল্লেখ করা হয়েছে।

GrVIIA(17) এর সবগুলো মৌল অধাতু, যদিও গ্রুপের নিচের দিকে স্বাভাবিকভাবেই ধাতব প্রকৃতি বৃদ্ধি পায় এবং সে কারণে আয়োডিনের কিছু ধাতব প্রকৃতি লক্ষ্য করা যায়। যেমন তাপ বিকশিত অবস্থায় ICl_3 বিদ্যুৎ পরিবহণ করে এবং অজলীয় দ্রবকে এটি I^+ এবং ICl_2^- আয়ন দেয়



সারণি চ.১ : GrVIIA(17) মৌলসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাস।

মৌল	পারমাণবিক সংখ্যা	ইলেকট্রন বিন্যাস
ফ্লোরিন	9	$1s^2 2s^2 2p^5$ বা $(He) 2s^2 2p^5$
ক্লোরিন	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ বা $(Ne) 3s^2 3p^5$
ব্রোমিন	35	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ বা $(Ar) 3d^{10} 4s^2 4p^5$
আয়োডিন	53	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5 4d^{10} 5s^2 5p^5$ বা $(Kr) 4d^{10} 5s^2 5p^5$
অ্যাস্টেটাইন	85	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^5$ বা $(Xe) 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^5$

ফ্লোরিন এবং ক্লোরিন গ্যাসীয় অবস্থায় থাকে, ব্রোমিন একটি উদ্বায়ী তরল এবং আয়োডিন একটি কঠিন পদার্থ। ফ্লোরিনের একটি অত্যন্ত হালকা হলুদ রং রয়েছে, ক্লোরিন সবজে-হলুদ-

পক্ষে, বোরমিনের রং লালচে-বাদামী এবং অক্সিজেন কালচে-লেগুনি চকচকে কাঠিন পদার্থ। এরা সর্বদাই দ্বি-পরমানুক অণু গঠন করে।

GrVIIA(17) মৌলগুলোর মধ্যে ফ্লোরিন ক্ষুদ্রতম আকার বিশিষ্ট এবং পরমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে গ্রুপের মৌলগুলোর আকার নিম্নমিত বৃদ্ধি পায়। একটি পর্যায় থেকে পরবর্তী পর্যায়ের মৌলে একটি করে নতুন ইলেকট্রন কক্ষপথ যুক্ত হয় বলেই পরমাণবিক আকার বৃদ্ধি পেতে থাকে।

মৌলগুলোর গলনাঙ্ক এবং স্ফুটনাঙ্ক $F_2 < Cl_2 < Br_2 < I_2$ অনুক্রমে বৃদ্ধি পায়। পরমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে পরমাণুগুলোর আকার এবং ইলেকট্রন সংখ্যা বৃদ্ধি পায় বলে হনুগুলোর মধ্যে ডান ডার ওয়ালস আকর্ষণ বল বৃদ্ধি পায়। এ কারণেই গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্কের মান বাড়েতে থাকে।

একটি ক্ষুদ্র আকারের পরমাণু হওয়ায় ফ্লোরিনের সর্বশেষ স্তরের ইলেকট্রনগুলোর প্রতি নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ বলের মান খুব বেশি। ফলে ফ্লোরিন পরমাণু থেকে একটি ইলেকট্রন মুক্ত করে F^+ আয়ন গঠন করতে অত্যন্ত বেশি শক্তির প্রয়োজন হয়। এজন্য ফ্লোরিনের আয়নীকরণ শক্তির মান খুবই বেশি এবং কোনো বৌগেই ফ্লোরিন F^+ আয়ন সৃষ্টি করে না। গ্রুপের নিচের দিকের মৌলগুলোর আকার ক্রমশ বৃদ্ধি পাওয়ায় নিউক্লিয়াস থেকে তাদের শেষ ইলেকট্রন কক্ষপথটির দূরত্ব ক্রমশ বৃদ্ধি পায়। ফলে এ স্তরের ইলেকট্রনগুলোর প্রতি নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ বল ক্রমশ হ্রাস পায় এবং আয়নীকরণ শক্তির মানও ক্রমশ কমেতে থাকে। অতএব GrVIIA(17) মৌলগুলোর আয়নীকরণ শক্তি $F > Cl > Br > I > At$ অনুক্রমে হ্রাস পায়।

মৌলগুলোর ইলেকট্রন বিন্যাস থেকে লক্ষ্য করা যায় এদের প্রত্যেকের শেষ কক্ষপথে সত্তরটি করে ইলেকট্রন থাকে। সৃষ্টিত ইলেকট্রন অষ্টক লাভের জন্য এদের আর একটি ইলেকট্রনের প্রতি আসক্তি রয়েছে। একটি অতিরিক্ত ইলেকট্রন শেষ কক্ষপথে যোগ করলে নিউক্লিয়াস ঐ ইলেকট্রনকে যত বেশি বলের দ্বারা আকর্ষণ করে তত বেশি পরিমাণ শক্তি এ প্রক্রিয়ায় নিঃসৃত হয়। এ নিঃসৃত শক্তির মানই হলো ইলেকট্রন আসক্তি। স্বাভাবিকভাবেই মনে করা যায়, নিউক্লিয়াস থেকে শেষ কক্ষপথটির দূরত্ব যত কম হবে নিউক্লিয়াস ঐ কক্ষপথে যোগ করা অতিরিক্ত ইলেকট্রনটিকে তত বেশি আকর্ষণ করবে এবং সেজন্য ইলেকট্রন আসক্তির মানও তত বেশি হবে। অতএব ইলেকট্রন আসক্তির ক্রম তাদের পরমাণবিক বাসবর্ধের ক্রমের বিপরীত হবে। ফ্লোরিন থেকে অ্যাস্টাটাইন পর্যন্ত তাই ঘটে, কিন্তু ফ্লোরিনে ব্যতিক্রম দেখা যায়। গ্রুপের ক্ষুদ্রতম আকার বিশিষ্ট পরমাণু হওয়া সত্ত্বেও ফ্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তি ফ্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তি অপেক্ষা কম। অর্থাৎ গ্রুপের মৌলগুলোর ইলেকট্রন আসক্তির ক্রম হলো $F < Cl > Br > I > At$ ।

গ্রুপের অন্য মৌলগুলোর শেষ কক্ষপথটির আকারের তুলনায় ফ্লোরিনের শেষ কক্ষপথটির আকার অত্যন্ত ছোট। এত ছোট একটি কক্ষপথে একটি অতিরিক্ত ইলেকট্রন যোগ করলে অটটি ইলেকট্রন খুব কাছকাছি থাকে এবং তাদের মধ্যে বিকর্ষণ বলের সৃষ্টি হয়। এ বিকর্ষণ বলের কারণেই ফ্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তি ফ্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তি থেকে কম হয়।

একটি পরমাণু আর একটি পরমাণুর সাথে এক জোড় ইলেকট্রন শেয়ার করে একটি সমাকর্ষী বন্ধন গঠন করলে শেয়ারকৃত ইলেকট্রন জোড়কে ঐ পরমাণু নিজের দিকে যতটা আকর্ষণ করে তাকে ঐ পরমাণুর ইলেকট্রনিনিগেটিভিটি বা ইলেকট্রন ঋণাত্মকতা বলে। পরমাণুর আকার ক্ষুদ্র এবং নিউক্লিয়াসের চার্জ বেশি হলে শেয়ারকৃত ইলেকট্রন জোড়কে নিউক্লিয়াস বেশি বলে আকর্ষণ করতে পারে। যেহেতু ফ্লোরিনের আকার গ্রুপের অন্য মৌলগুলোর আকারের

সারণি ৮.২ : GrVIA(17) মৌলসমূহের কতিপয় পারমাণবিক এবং ভৌত ধর্ম।

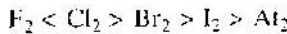
ধর্ম	ক্রোরিন	ব্রোমিন	ইয়োডিন	স্ট্রোন্টিয়াম	আয়োডিন	অ্যাক্টাইন*
পারমাণবিক ব্যাসার্ধ (nm)	0.072	0.099	0.114	0.133	0.133	
আয়নিক ব্যাসার্ধ, X (nm)	0.136	0.181	0.195	0.216	0.216	
গলনাঙ্ক (°C)	-220	-101	-7.2	114	114	
স্ফুটনাঙ্ক (°C)	-188	-34.7	58.8	184	184	
ইলেকট্রোনেগেটিভিটি (পলিং স্কেল)	4.0	3.0	2.8	2.5	2.5	2.2
প্রথম আয়নিকরণ শক্তি (kJ mol ⁻¹)	1681	1255	1142	1008	1008	912
ইলেকট্রন আসক্তি $X + e^- \rightarrow X^-$ (kJ mol ⁻¹)	-333	-348	-324	-295	-295	
বন্ধন বিয়োজন এনথালপি $X_2(g) \rightarrow 2X(g)$ (kJ mol ⁻¹)	79	121	111	106	106	
বাষ্পীকরণ তাপ (kJ mol ⁻¹)	3.3	10.2	15.0	3.00	3.00	

* অ্যাক্টাইন ভেজেন্টম এবং হালফ-লাইফ মৌল হওয়ায় এর সম্পর্কে বেশ কিছু জ্ঞান যারনি।

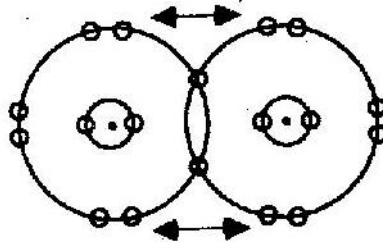
তুলনায় ছোট সেজন্য ফ্লোরিনের ইলেকট্রোনেগেটিভিটির মানও সবচেয়ে বেশি। বসিও গ্রুপের নিচের দিকে অবস্থিত পরমাণুগুলোর নিউক্লিয়াসে বেশি সংখ্যক প্রোটন থাকে, পরমাণুগুলোর আকার অনেক বড় হওয়ায় এবং শেষ কক্ষপথের আগে বেশি সংখ্যক ইলেকট্রনপূর্ণ খোলক উপস্থিত থাকায় নিউক্লিয়াসের চার্জ বৃদ্ধি পাওয়া সত্ত্বেও তাদের ইলেকট্রোনেগেটিভিটির মান ক্রমশ কমতে থাকে। পর্যায় সারণির সকল মৌলের মধ্যে ফ্লোরিনের ইলেকট্রোনেগেটিভিটি সর্বোচ্চ।

ইলেকট্রোনেগেটিভিটি : $F > Cl > Br > I > At$

হ্যালোজেন মৌলগুলো দ্বি-পরমাণুক গঠন করে দুটি পরমাণুর মধ্যে এক জোড়া ইলেকট্রন শেয়ার করে একটি একক বন্ধন গঠিত হয়। এ কারণে ভেঙ্গে দুটি মুক্ত পরমাণু সৃষ্টি করতে যে পরিমাণ শক্তি প্রয়োজন হয় তাকে বন্ধন বিয়োজন এনথালপি বলা হয়। কেবল একটি তদুর জন্য এ মান খুবই কম, এজন্য বন্ধন বিয়োজন এনথালপি হিসাব করার সময় এক মৌল অণুতে উপস্থিত অণুগুলোর বন্ধন ভাঙ্গার শক্তি হিসাব করা হয়। গ্রুপ VIIA(17) মৌলগুলোর বন্ধন বিয়োজন শক্তির মান যথেষ্ট বেশি হওয়ায় এরা সুস্থিত (কিন্তু সক্রিয়) অণু গঠন করে। শেষরকত পরমাণু দুটির আকার ছোট হলে শেষরকত ইলেকট্রন জোড়াকে উভয় পরমাণুর নিউক্লিয়াস বেশি বন্দের সাথে আকর্ষণ করতে পারে। ফলে অণু বেশি সুস্থিত হয়। GrVIIA(17) মৌলগুলোর বন্ধন বিয়োজন এনথালপির ক্রম নিম্নরূপ :



পারমাণবিক ব্যাসার্ধ ক্রমশ বৃদ্ধি পাওয়ার কারণে আধানিকভাবেই ফ্লোরিন থেকে অ্যাস্টটাইন পর্যন্ত বন্ধন বিয়োজন এনথালপির মান ক্রমশ হ্রাস পায়। কিন্তু F_2 এর ক্ষেত্রে আবার ব্যতিক্রম দেখা যায়।



চিত্র ৮.১ : F_2 অণুতে দুটি F পরমাণুর শেষ কক্ষপথের ইলেকট্রনগুলোর মধ্যে বিকর্ষণ

ফ্লোরিন ক্ষুদ্র আকারের পরমাণু হওয়ায় দুটি F পরমাণুর শেষ কক্ষপথের ইলেকট্রনগুলোর মধ্যে একটি বিকর্ষণ বলের সৃষ্টি হয়। এ কারণেই F_2 এর বন্ধন বিয়োজন এনথালপির মান Cl_2 এর বন্ধন বিয়োজন এনথালপির তুলনায় কম হয়।

GrVIIA(17) মৌলগুলো রাসায়নিকভাবে অত্যন্ত সক্রিয়। এদের সক্রিয়তা ফ্লোরিন $>$ ব্রোমিন $>$ আয়োডিন $>$ অ্যাস্টটাইন অনুক্রমে হ্রাস পায়। সকল অধাতব মৌলের মধ্যে ফ্লোরিনের সক্রিয়তা সবচেয়ে বেশি। এটি এত সক্রিয় যে, নিষ্ক্রিয় গ্যাস মৌল জেননের সাথেও সরাসরি যুক্ত হয়। মৌলগুলোর শেষ কক্ষপথ সত্যিই ইলেকট্রন উপস্থিত থাকে। ইলেকট্রনের অষ্টক পূর্ণ করার জন্য এরা ধাতুগুলোর সাথে বিক্রিয়ার সময় একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে X^-

তেজস্ক্রিয় এবং অতি স্বল্পস্থায়ী মৌল। ইউরেনিয়াম এবং থোরিয়ামের প্রাকৃতিক তেজস্ক্রিয় পরিষ্কার সিরিজে (natural radioactive decay series) এটি একটি স্বল্পস্থায়ী মৌল হিসেবে উপস্থিত থাকে।

ফ্লোরিনের তিনটি প্রধান প্রাকৃতিক উৎস হলো ফ্লোরোস্পার, CaF_2 ; ফ্লোরঅ্যাপেটাইট, $\text{CaF}_2 \cdot 3\text{Ca}(\text{PO}_3)_2$ এবং ক্রায়োলাইট, $\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$ ।

ফ্লোরিনকে সর্বদা ফ্লোরাইড লবণ হিসেবে পাওয়া যায়। এদের মধ্যে প্রধান উৎস হলো সোডিয়াম ফ্লোরাইড, NaCl , যার সমুদ্রের পানিতে দ্রবণীয় অবস্থায় এবং লবণ খনিতে রক সল্ট হিসেবে পাওয়া যায়। লবণ খনিগুলো প্রকৃতপক্ষে শুষ্কিয়ে যাওয়া হ্রদ বা সাগর। কোনো প্রাকৃতিক কারণে হ্রদ বা সাগর শুষ্কিয়ে গিয়ে লবণ জমা হয়েছে। প্রাচীন তুলনামূলকভাবে কম পাওয়া যায়। এটি NaBr , KBr এবং MgBr_2 হিসেবে সমুদ্রের পানিতে দ্রবীভূত থাকে এবং লবণ খনিতে পাওয়া যায়। সমুদ্রের পানিতে অল্প পরিমাণ আয়োডিন থাকে এবং কেম্প নামক এক জাতীয় সামুদ্রিক শৈবাল এগুলো শোষণ করে। এ শৈবালগুলো থেকে আয়োডিন নিষ্কাশন করা যায়। তবে আয়োডিনের প্রধান উৎস হলো চিলি সল্ট পিটার (NaNO_3) যার মধ্যে সোডিয়াম আয়োডেট (NaIO_3) এবং সোডিয়াম পারআয়োডেট (NaIO_4) হিসেবে কিছু পরিমাণ আয়োডিন উপস্থিত থাকে।

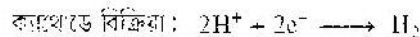
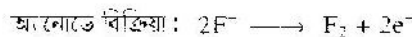
হ্যালোজেন মৌলসমূহের নিষ্কাশন (Extraction of the halogens)

ফ্লোরিন (Fluorine)

তাপ বিগলিত KHF_2 অথবা শুষ্ক, তরল HF এর তড়িৎ বিশ্লেষণ করে ফ্লোরিন প্রস্তুত করা হয়। HF এর তড়িৎ বিশ্লেষণ করার জন্য এর মধ্যে কিছু পরিমাণ KHF_2 যোগ করা প্রয়োজন। কারণ HF একটি তড়িৎ অপরিবাহী সমযোজী বৈশিষ্ট্য হওয়ায় বিশুদ্ধ অবস্থায় এর মধ্যে তড়িৎপ্রবাহ চলানো যায় না। CaF_2 এর সাথে ঘন H_2SO_4 এর বিক্রিয়া করে HF উৎপন্ন করা হয় এবং HF ও KF এর বিক্রিয়া করে KHF_2 উৎপন্ন করা হয়।



একটি স্টীল ট্যাংককে ক্যাথোড এবং কার্বন দণ্ডকে অ্যানোড হিসেবে ব্যবহার করে তড়িৎ বিশ্লেষণ করা হয়। অ্যানোডে ফ্লোরিন এবং ক্যাথোডে হাইড্রোজেন গ্যাস উৎপন্ন হয় :

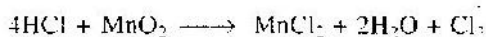


ফ্লোরিন সকল পদার্থের মধ্যে সবচেয়ে শক্তিশালী জারক পদার্থ হওয়ায় কোনো রাসায়নিক যৌগ থেকে F_2 আয়নকে রাসায়নিক বিক্রিয়া দ্বারা জারিত করে F_2 প্রস্তুত করা যায় না। একজন কেবল তড়িৎবিশ্লেষণীয় জারক পদ্ধতিতেই F_2 প্রস্তুত করা যায়।

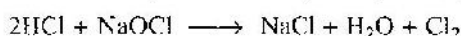
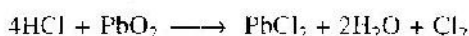
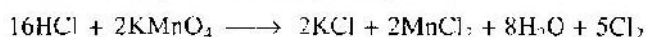
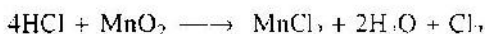
ক্লোরিন (Chlorine)

সাবক্লোরিনে সোডিয়াম ফ্লোরাইড, ম্যাংগানিজ ডাইঅক্সাইড এবং ঘন H_2SO_4 একত্রে উত্তপ্ত করে ক্লোরিন উৎপন্ন করা হয়। বিক্রিয়াটি দুটি ধাপে সংঘটিত হয়। প্রথম ধাপে সোডিয়াম ফ্লোরাইড এবং

সলফিউরিক এসিড বিক্রিয়া করে হাইড্রোক্লোরিক এসিড উৎপন্ন করে যা পরের ধাপে MnO_2 দ্বারা জারিত হয়। Cl_2 গ্যাস সৃষ্টি করে।

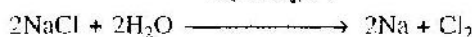


হাইড্রোক্লোরিক এসিডকে MnO_2 , $KMnO_4$, PbO_2 , $NaOCl$ ইত্যাদি যে কোনো একটি জারক পদার্থের সাথে বিক্রিয়ার মাধ্যমে জারিত করেও ক্লোরিন উৎপন্ন করা যায় :



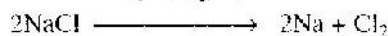
শিল্পক্ষেত্রে ক্লোরিনের প্রধান উৎস হলো সোডিয়াম ক্লোরাইডের জলীয় দ্রবণের তড়িৎবিশ্লেষণ। এ পদ্ধতিতে একই সাথে সোডিয়াম হাইড্রাইড এবং হাইড্রোজেন গ্যাসও পাওয়া যায় :

তড়িৎ বিশ্লেষণ

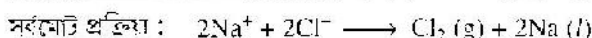
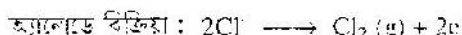
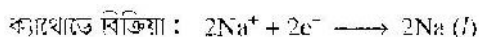


শিল্পক্ষেত্রে সক্রিয় ধাতু Na , Ca এবং Mg উৎপাদনের সময়ও একটি উপজাত হিসেবে ক্লোরিন পাওয়া যায়। এ ধাতুগুলো উৎপাদনের জন্য তাদের অনর্দ্র ক্লোরাইড লবণকে তাপ বিগলিত দ্রবস্থায় তড়িৎ বিশ্লেষণ করা হয়। অ্যানোডে ক্লোরিন এবং ক্যাথোডে ধাতু উৎপন্ন হয়। উদাহরণ :

তড়িৎ বিশ্লেষণ



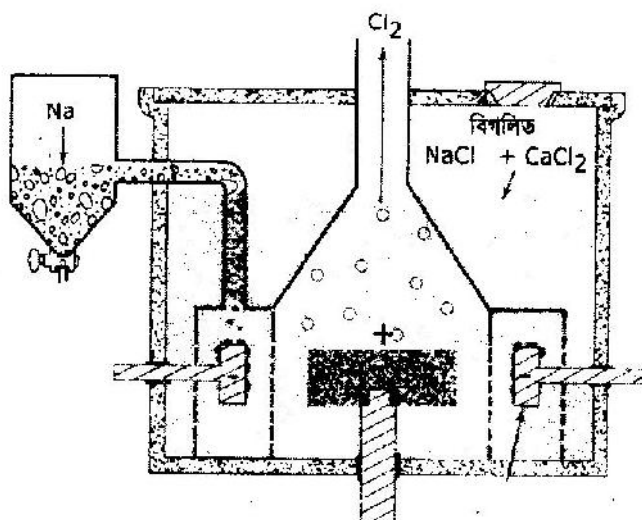
৮.২ চিত্রে তাপ বিগলিত $NaCl$ থেকে সোডিয়াম এবং ক্লোরিন নিষ্কাশন দেখানো হয়েছে। যে পদ্ধতিতে তড়িৎ বিশ্লেষণ ঘটানো হয় তাকে ডাউন্স পদ্ধতি (Downs process) বলা হয়। বিশুদ্ধ $NaCl$ এর গলনাংক খুব উচ্চ, গলনাংকের মান কমিয়ে আনার জন্য এর সাথে কিছু পরিমাণ $CaCl_2$ যোগ করা হয়। তড়িৎ বিশ্লেষণ করলে ক্যাথোডে সোডিয়াম ধাতু এবং অ্যানোডে ক্লোরিন গ্যাস উৎপন্ন হয়। ক্যাথোড এবং অ্যানোডে সংঘটিত বিক্রিয়া নিম্নরূপ :



তাইস সোল অ্যানোডটি গ্রাফাইটের তৈরি যা উচ্চ তাপমাত্রাতেও ক্লোরিনের সাথে বিক্রিয়া করে না। ক্যাথোডটি স্টীল বা কপার দিয়ে তৈরি এবং এটি গ্রাফাইট অ্যানোডকে চারদিক থেকে পরিবেষ্টিত করে থাকে। ক্যাথোড এবং অ্যানোডের মাঝখানে একটি স্টীলের তারজালির বিভাজক নেওয়ার থাকে যা সোডিয়াম ধাতুকে ক্লোরিনের সংস্পর্শে আসতে বাধা দেয়।

বিগলিত $NaCl$ -এর মধ্যে বিদ্যুৎ প্রবাহ চললে সোডিয়াম আয়নগুলো ক্যাথোডের দিকে অগ্রসর হয় এবং ক্যাথোড থেকে ইলেকট্রন গ্রহণ করে চার্জ নিরপেক্ষ সোডিয়াম পরমাণুতে পরিণত

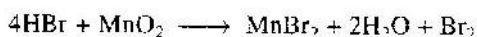
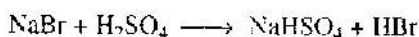
হয়। অনেকগুলো সোডিয়াম পরমাণু এক সাথে যুক্ত হয়ে বিগলিত সোডিয়াম ধাতু সৃষ্টি করে যা উপর দিকে ভেসে উঠে এবং একটি নির্গম পথ দিয়ে বের করে নেয়া হয়। প্রোবাইড আয়নগুলো অ্যানোডের দিকে অগ্রসর হয় এবং ইলেকট্রন ছেড়ে দিয়ে ক্লোরিন পরমাণুতে পরিণত হয়। দুটি ক্লোরিন পরমাণু এক সাথে যুক্ত হয়ে ক্লোরিন গ্যাস গঠন করে এবং একটি নির্গম পথ দিয়ে বের হয়ে যায়।



চিত্র ৯.২ : তাপ-বিগলিত NaCl থেকে সোডিয়াম এবং ক্লোরিন উৎপাদন।

ব্রোমিন (Bromine)

ল্যাবরেটরিতে সোডিয়াম ব্রোমাইড, ম্যাংগানিজ ডাইঅক্সাইড এবং ঘন সালফিউরিক এসিড উদ্ভূত করে ব্রোমিন প্রস্তুত করা হয়। বিক্রিয়াটি দুই ধাপে ঘটে। প্রথম ধাপে NaBr ও H₂SO₄ বিক্রিয়া করে HBr এবং NaHSO₄ উৎপন্ন করে; দ্বিতীয় ধাপে HBr, MnO₂ দ্বারা জারিত হয়ে Br₂ উৎপন্ন করে।



শিল্পক্ষেত্রে সমুদ্রের পানিতে অবস্থিত ব্রোমাইড আয়নকে ক্লোরিন দ্বারা জারিত করে ব্রোমিন উৎপন্ন করা হয়।



দ্রবণ থেকে উৎপন্ন ব্রোমিনকে বায়ুপ্রবাহ চালনা করে মুক্ত করা হয় এবং বিশুদ্ধ করে সংগ্রহ করা হয়।

আয়োডিন (Iodine)

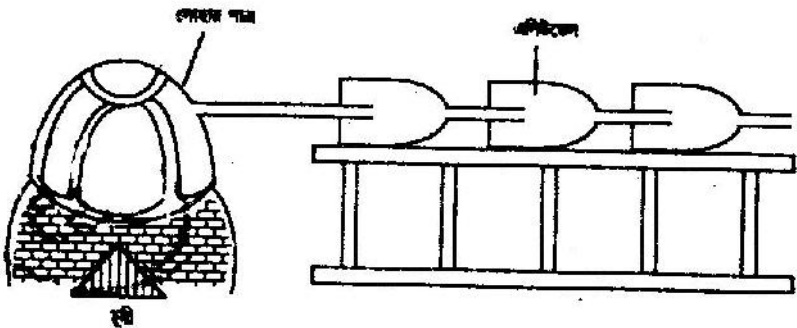
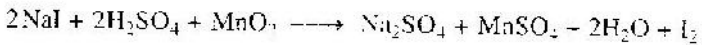
লাবরেটরিতে পটাশিয়াম আয়োডাইড, MnO_2 এবং ঘন H_2SO_4 উত্তপ্ত করে আয়োডিন উৎপন্ন করা হয়।



শিল্পক্ষেত্রে সামুদ্রিক শৈবাল কেল্প থেকে এবং টালি সস্ট পিটারে ভেজাল হিসেবে উপস্থিত $NaIO_3$ এবং $NaIO_4$ থেকে আয়োডিন উৎপন্ন করা হয়।

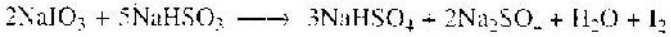
সামুদ্রিক শৈবাল থেকে আয়োডিন উৎপাদন : সমুদ্রের পানিতে সামান্য পরিমাণে NaI এবং KI দ্রবীভূত থাকে। গভীর সমুদ্রে জাত সামুদ্রিক শৈবাল এ আয়োডাইড লবণগুলো প্রচুর পরিমাণে শোষণ করে। আয়োডিন নিষ্কাশনের জন্য সামুদ্রিক শৈবাল সংগ্রহ করে বোদে শুকানো হয় এবং সাবধানে পোড়ানো হয় যাতে আয়োডিন বাষ্পীভূত হয়ে উড়ে না যায়। সামুদ্রিক শৈবাল থেকে প্রাপ্ত এ ভস্মকে কেল্প বলে।

কেল্পকে পানিসহ উত্তপ্ত করলে এতে উপস্থিত সোডিয়াম এবং পটাশিয়ামের আয়োডাইড, ক্লোরাইড, সালফেট এবং কার্বনেট লবণ দ্রবীভূত হয়। এরপর মিশ্রণটিকে ফিল্টার করে পরিস্কার দ্রবণ সংগ্রহ করা হয়। এ দ্রবণকে তাপ দিয়ে ঘাট করার পর ধীরে ধীরে ঠাণ্ডা করা হয়। ক্লোরাইড, সালফেট এবং কার্বনেট লবণগুলোর দ্রাব্যতা তুলনামূলকভাবে কম হওয়ায় এ লবণগুলো দ্রবণ থেকে কেলস আকারে পৃথক হয়ে পড়ে। আয়োডাইড লবণের দ্রাব্যতা বেশি হওয়ায় এটি দ্রবণ থেকে যায়। ফিল্টার করে কেলসগুলো আলাদা করে পরিস্কার দ্রবণটি সংগ্রহ করা হয় এবং এর সাথে ঘন H_2SO_4 ও MnO_2 মিশ্রিত করে একটি চুল্লিতে উত্তপ্ত করা হয়। এ অবস্থায় আয়োডিন মুক্ত হয়ে বাষ্পাকারে বের হয়। এ বাষ্পকে এন্ডিউভেল নামক মাটির পাত্রে সংগ্রহ করা হয় (চিত্র ১.৩)। ঐ পাত্রে আয়োডিন বাষ্প শীতল হয়ে কেলস আকারে জমে। পরে মাটির পাত্র ভেঙ্গে আয়োডিনের কেলস সংগ্রহ করা হয়।



চিত্র ১.৩ : কেল্প থেকে আয়োডিনের শিল্পোৎপাদন

চালি সল্টপিটারে (NaNO_3) উপস্থিত NaIO_3 থেকে আয়োডিন উৎপাদন : চিলি সল্ট পিটারের জর্দীয় রূপ থেকে NaNO_2 কেলসিট করে পৃথক করার পর দ্রবণে NaIO_3 থেকে যায়। এ রবণের সাথে সোডিয়াম হাইসালফাইট (NaHSO_3) মিশ্রিত করলে NaIO_3 বিজারিত হয়ে আয়োডিন মুক্ত হয়।



উৎপাদন করে আয়োডিনকে বিশুদ্ধ করা হয়।

হ্যালোজেন মৌলসমূহের ব্যবহার (Uses of the halogens)

ফ্লোরিন : (১) ইউরেনিয়ামের আইসোটোপসমূহ পৃথক করার জন্য প্রয়োজনীয় UF_6 প্রস্তুত করে ও ফ্লোরিন ব্যবহৃত হয়।

(২) টেফলন নামক অতি প্রয়োজনীয় প্লাস্টিক, $(-\text{CF}_2 - \text{CF}_2 -)_n$, প্রস্তুতের জন্য ফ্লোরিন ব্যবহৃত হয়।

(৩) রেফ্রিজারেটরে শীতলকারক গ্যাস হিসেবে ব্যবহৃত ক্লোরোফ্লুরোকার্বন যৌগ ফ্রোন, CCl_2F_2 প্রস্তুতের জন্য ফ্লোরিন ব্যবহৃত হয়।

(৪) অতি উচ্চ ভোল্টের বৈদ্যুতিক যন্ত্রে অন্তরক হিসেবে ব্যবহৃত SF_6 প্রস্তুতের জন্য ফ্লোরিন ব্যবহৃত হয়।

(৫) ফ্লোরিনেরিও এক্সেট হিসেবে ব্যবহৃত ClF_3 , BrF_3 , IF_5 , SbF_5 ইত্যাদি যৌগ প্রস্তুতের জন্য ফ্লোরিন ব্যবহৃত হয়।

ক্লোরিন : (১) পলিভিনাইল ক্লোরাইড (P. V. C) প্লাস্টিক প্রস্তুতের জন্য প্রয়োজনীয় মনোমার $\text{CH}_2 = \text{CHCl}$ প্রস্তুতের জন্য ক্লোরিন ব্যবহৃত হয়।

(২) সূতিবস্ত্র, কাগজের মণ্ড ইত্যাদির বিবর্ণক হিসেবে ক্লোরিন এবং তার বিভিন্ন যৌগ যেমন সোডিয়াম হাইপোক্লোরাইট, ক্যালসিয়াম হাইপোক্লোরাইট, ব্লিচিং পাউডার, ক্লোরিন টাইমরাইড ইত্যাদি ব্যবহৃত হয়।

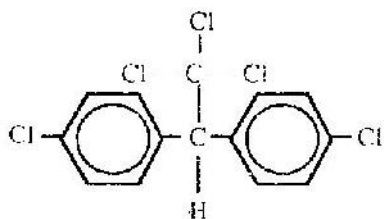
(৩) ক্লোরিন জীবাণু ধ্বংস করে এজন্য খাবার পানি জীবাণু মুক্ত করার কাজে ক্লোরিন ব্যবহৃত হয়।

(৪) কীটপতঙ্গ ধ্বংস করার ঔষধ D.D.T এবং গ্যামালিন ($\text{C}_5\text{H}_5\text{Cl}_5$) প্রস্তুত করার জন্য ক্লোরিন ব্যবহার করা হয়।

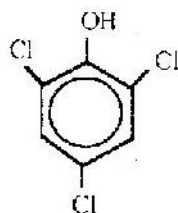
(৫) ব্লিচিং পেন্টের প্রস্তুত করার জন্য ক্লোরিন ব্যবহার করা হয়।

(৬) বিভিন্ন প্রকার ক্লোরিনযুক্ত পদার্থ যেমন CH_2Cl_2 , $\text{ClCH}_2-\text{CH}_2\text{Cl}$, $\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$, $\text{C}_6\text{H}_4\text{Cl}_2$ ইত্যাদি প্রস্তুতের জন্য ক্লোরিন ব্যবহার করা হয়।

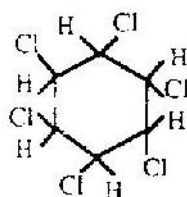
(৭) ক্লোরিনের কিছু যৌগ জীবাণুনাশক এবং পচন নিবারক হিসেবে কাজ করে। যেমন সোডিয়াম হাইপোক্লোরাইট, NaOCl , একটি ভাল জীবাণুনাশক এবং পচন নিবারক পদার্থ। আবার সোডিয়াম ক্লোরেট, NaClO_3 , কৃষিক্ষেত্রে অগাছা দূর করার জন্য প্রচুর পরিমাণে ব্যবহৃত হয়। কয়েকটি ক্লোরিনযুক্ত ফেনল যৌগ, যেমন 2, 4, 6-ট্রাইক্লোরোফেনল একটি উত্তম জীবাণুনাশক। বহুল ব্যবহৃত জনপ্রিয় ডেটলও একটি ক্লোরিনযুক্ত ফেনল যৌগ।



(D.D.T.)



(2,4,6-ট্রাইক্লোরোফেনল)



(গ্যামাক্লিন)

ব্রোমিন : (১) পেট্রলের সাথে অক্টিনিক হিসেবে মিশ্রিত টেট্রামিথাইললেড যাতে ইঞ্জিনের ক্ষতি না করে সেজন্য পেট্রলের সাথে ডাইব্রোমোইথেন মিশ্রণে হয়। ডাইব্রোমোইথেন প্রস্তুতের জন্য প্রচুর পরিমাণে ব্রোমিন ব্যবহার করা হয় :

(২) কৃষিক্ষেত্রে কীটপতঙ্গ ধ্বংসের উদ্দেশ্যে হিসেবে মিথাইল ব্রোমাইড, ইথাইল ব্রোমাইড, ডাইব্রোমোক্লোরোপ্রোপেন ইত্যাদি যৌগ ব্যবহৃত হয়। এগুলো প্রস্তুতের জন্য ব্রোমিন ব্যবহার করা হয়।

(৩) ফটোগ্রাফিক ফিল্ম প্রস্তুতের জন্য পরয়োজনীয় $AgBr$ প্রস্তুতের জন্য ব্রোমিন ব্যবহৃত হয়।

(৪) ল্যাবরেটরিতে জৈব যৌগের অসম্পূর্ণতা প্রমাণের জন্য ব্রোমিন দ্রবণ ব্যবহার করা হয়।

(৫) কোনো কোনো ওষুধ প্রস্তুত করার জন্য ব্রোমিন যৌগ ব্যবহৃত হয়। যেমন নগ্নী রোগের ওষুধ হিসেবে KBr ব্যবহার করা হয়।

আয়োডিন : (১) আয়োডোফর্ম প্রস্তুতের জন্য আয়োডিন ব্যবহার করা হয়।

(২) টিঞ্চার আয়োডিন প্রস্তুতের জন্য আয়োডিন ব্যবহার করা হয়।

(৩) খাবার লবণকে আয়োডিনযুক্ত করার জন্য এর সাথে KI মিশ্রিত করা হয়। KI তৈরির জন্য আয়োডিন ব্যবহার করা হয়।

(৪) ফটোগ্রাফিক ফিল্ম প্রস্তুত করার জন্য আয়োডিন ব্যবহার করা হয়।

(৫) জৈব যৌগে অসম্পূর্ণতা প্রমাণের জন্য আয়োডিন ব্যবহার করা হয়।

(৬) বিভিন্ন প্রকার ওষুধ প্রস্তুত করার জন্য আয়োডিন ব্যবহার করা হয়।

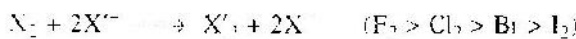
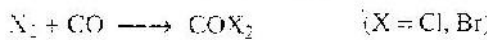
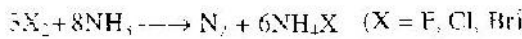
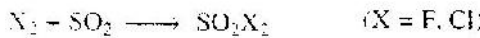
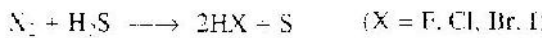
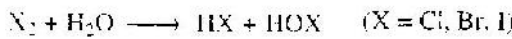
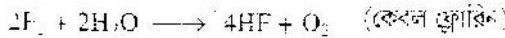
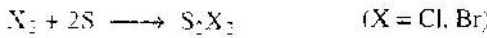
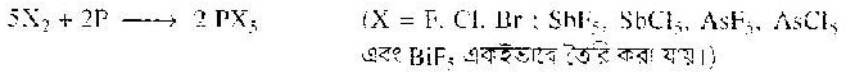
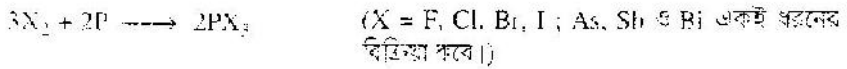
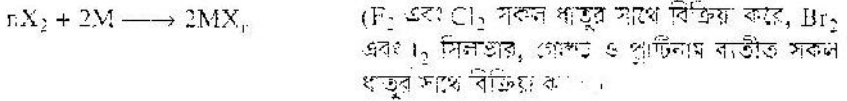
হ্যালোজেন মৌলসমূহের রাসায়নিক বিক্রিয়া (Chemical reactions of the halogens)

রাসায়নিকভাবে হ্যালোজেন মৌলসমূহ অত্যন্ত সক্রিয় এবং এদের সক্রিয়তার ক্রম $F > Cl > Br > I$ । সকল অধাতব মৌলের মধ্যে হ্যালোজিন সর্বাধিক সক্রিয়।

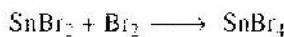
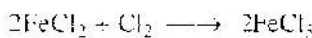
হ্যালোজেন মৌলসমূহ অধিকতর ধাতু এবং অধাতুর সাথে সরাসরি রাসায়নিক বিক্রিয়া করে ফ্লোরিন এত সক্রিয় যে, মহান গ্যাস মৌল ক্লিপটন এবং জেননের সাথেও সরাসরি যুক্ত হয় এবং গোল্ড ও প্লাটিনামের মতো অতি নিষ্ক্রিয় ধাতুর সাথেও উত্তপ্ত অবস্থায় বিক্রিয়া করে। অধিকাংশ

বাতুতে ফ্লোরিনের সংস্পর্শে শীঘ্রই ধরে যায়। ফ্লোরিনের সাথে বিক্রিয়াকালে সকল হ্যালোজেনের সর্বোচ্চ যোজনী দেখায়। ক্যার্বন, নাইট্রোজেন এবং অক্সিজেন কোনো হ্যালোজেনের সাথেই সরাসরি বিক্রিয়া করে না।

নিচে হ্যালোজেনসমূহের কিছু সাধারণ বিক্রিয়া দেখানো হলো :



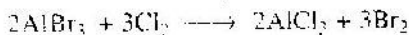
যে সব ধাতু একের বেশি যোজনী দেখতে পারে তাদের নিম্ন যোজনী বিশিষ্ট হ্যালোহাইড লবণগুলো অধিক পরিমাণ হ্যালোজেনের সাথে বিক্রিয়া করে ধাতুর উচ্চ যোজনী বিশিষ্ট হ্যালোহাইড লবণ গঠন করে। উদাহরণ :



পানির সাথে হ্যালোজেনসমূহের বিক্রিয়া (Reactions of the halogens with water)

সবগুলো হ্যালোজেন পানিতে দ্রবীভূত হয়, কিন্তু পানির সাথে তাদের বিক্রিয়ার দ্রাঘা, এবং বিক্রিয়া কৌশল বিভিন্ন হ্যালোজেনের জন্য পৃথক হয়। ফ্লোরিন এতদূরী় কারণ যে এটি পানিকে ভারিত

ক্রোরিন যে কোম্প্রোমাইড এবং অয়োডাইড যৌগের সাথে বিক্রিয়া করে প্রোমিন এবং অয়োডিন মুক্ত করে, কিন্তু ফ্লোরাইড যৌগের সাথে বিক্রিয়া করে না।



প্রোমিন কেবল অয়োডাইড যৌগের সাথে বিক্রিয়া করে অয়োডিন মুক্ত করে।



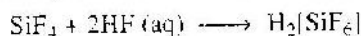
হালোজিন সবচেয়ে কম সক্রিয় হওয়ায় এটি অন্য কোনো হ্যালাইড যৌগের সাথে বিক্রিয়া করে না।

হাইড্রোজেন হ্যালাইডসমূহ (Hydrogen halides)

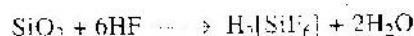
অন্যদ্র HX যৌগগুলো হাইড্রোজেন হ্যালাইড বলে পরিচিত এবং এদের তুলীয় ভবনকে হাইড্রোহ্যালিক এসিড বা সহজভাবে হ্যালোজেন এসিড বলা হয়।

সবগুলো হ্যালাজেন সরাসরি হাইড্রোজেনের সাথে বিক্রিয়া করে হাইড্রোজেন হ্যালাইড, HX, গঠন করে। তবে HCl বাদে অন্য হাইড্রোজেন হ্যালাইডগুলো এ পদ্ধতিতে প্রস্তুত করা হয় না। হাইড্রোজেনের সাথে বিক্রিয়ার তেজ $\text{F} > \text{Cl} > \text{Br} > \text{I}$ অনুক্রমে হ্রাস পায়। হাইড্রোজেন এবং ফ্লোরিনের মিশ্রণে প্রবল তেজে বিস্ফোরণ ঘটে। ক্রোরিনের সাথে বিক্রিয়াটি অন্ধকারে অত্যন্ত ধীর গতিতে এবং দিনের আলোর দ্রুত গতিতে চলে, সূর্যালোকের উপস্থিতিতে বিক্রিয়াটি বিস্ফোরণসহ সংঘটিত হয়। সাধারণ তাপমাত্রায় অয়োডিন এবং হাইড্রোজেনের বিক্রিয়াটি ধীর গতিতে চলে।

হাইড্রোজেন ফ্লোরাইড, HF: শিল্পক্ষেত্রে গাঢ় H_2SO_4 এর সাথে CaF_2 উত্তপ্ত করে HF প্রস্তুত করা হয়। এটি একটি তপ শোষণকারী বিক্রিয়া, এজন্য উত্তপ্ত করা প্রয়োজন হয়। CaF_2 এর সাথে ভেজাল হিসেবে উপস্থিত SiO_2 মুক্ত করা খুবই জরুরি, কারণ SiO_2 এর সাথে HF এর বিক্রিয়া ঘটে এবং সেজন্য HF এর উৎপাদন কমে যায়।



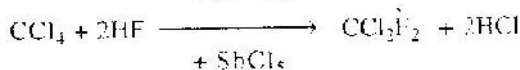
গাঢ়সীয় HF অত্যন্ত বিষাক্ত, HF এর তুলীয় ভবনও অত্যন্ত তীব্র ক্ষয়কারী পদার্থ। কপার অথবা মোনেল ধাতু নির্মিত পাত্রে হাইড্রোফ্লোরিক এসিড নিয়ে কাজ করতে হয়, কারণ কাচ পাত্রে সাথে HF বিক্রিয়া করে:



HF এর প্রধান ব্যবহারসমূহ নিম্নরূপ:

(১) ক্লোরোফ্লোরোকার্বন বা ফ্রিয়ন প্রস্তুতের জন্য। রেফ্রিজারেটর ফ্লুইড এবং অ্যারোসোল হিসেবে ফ্রিয়নসমূহ ব্যবহৃত হয়। তবে এদের ব্যবহার বর্তমানে পর্যায়ক্রমে কমিয়ে আনা হচ্ছে, কারণ উর্ধ্বাকাশে উঠে ফ্রিয়ন ওজোন গুণ ধ্বংস করে।

অন্যদ্র অবস্থা



+ SbCl_5

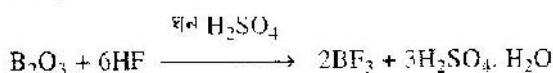
ফ্রিয়ন

(২) AlF_3 প্রস্তুতের জন্য।

(৩) UF_4 এবং UF_6 প্রস্তুতের জন্য।

(৪) পেন্টাকোমিক্যাল শিল্পে অ্যালকাইলেশন বিক্রিয়ার জন্য প্রভাবক হিসেবে অন্তর্গত HF ব্যবহৃত হয়।

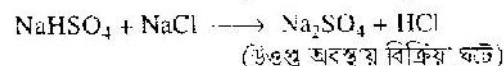
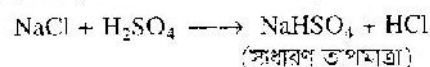
(৫) বিভিন্ন প্রকার ফ্লোরিন যৌগ প্রস্তুতের জন্য HF এর জলীয় দ্রবণ ব্যবহার করা হয়।
উদাহরণ : BF_3 এবং AlF_3 ।



হাইড্রোজেন ক্লোরাইড, HCl : শিল্পক্ষেত্রে ফ্লোরিন গ্যাসের মধ্যে হাইড্রোজেনের প্রবাহ চালনা করে হাইড্রোজেন ক্লোরাইড প্রস্তুত করা হয়।



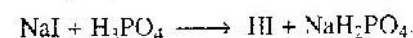
ল্যাবরেটরিতে সোডিয়াম ক্লোরাইডের সাথে গড় H_2SO_4 এসিডের বিক্রিয়া করে হাইড্রোজেন ক্লোরাইড প্রস্তুত করা হয়। বিক্রিয়াটি দুটি ধাপে সংঘটিত হয়। প্রথম ধাপে কক্ষ তাপমাত্রায় NaHSO_4 এবং HCl উৎপন্ন হয়, দ্বিতীয় ধাপে উচ্চ তাপমাত্রায় NaHSO_4 এবং NaCl এর মধ্যে বিক্রিয়া থেকে HCl গঠিত হয় :



বর্তমানে ভারি জৈব রাসায়নিক শিল্প থেকে একটি উপজাত হিসেবে প্রচুর পরিমাণে অবিশুদ্ধ HCl পাওয়া যায়। উদাহরণ হিসেবে উল্লেখ করা যায়, 1, 2-ডাইক্লোরোইথেন থেকে ভিনাইল ক্লোরাইড প্রস্তুতকালে, ফ্লোরিনযুক্ত হাইড্রোকার্বনসমূহ প্রস্তুতকালে এবং ফ্রিননসমূহ প্রস্তুতকালে HCl উৎপন্ন হয়। বর্তমানে HCl এর এটাই প্রধান উৎস।

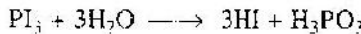
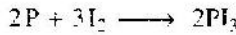
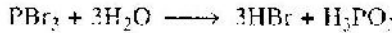
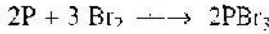
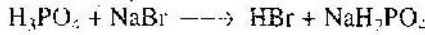
হাইড্রোজেন ক্লোরাইড পানিতে অত্যন্ত দ্রবণীয়। 20°C তাপমাত্রায় HCl এর সম্পূর্ণ দ্রবণে ওজন হিসেবে প্রায় 42% HCl থাকে। হাইড্রোক্লোরিক এসিডের প্রধান ব্যবহার হলো ধাতুপৃষ্ঠ থেকে অক্সাইডের অধরণ অপসারণের কাজ। এর অন্যান্য ব্যবহারগুলোর মধ্যে ধাতব ক্লোরাইড প্রস্তুতকরণ, বিভিন্ন প্রকার রং প্রস্তুতকরণ এবং চিনি শিল্পে ব্যবহার উল্লেখযোগ্য।

হাইড্রোজেন ব্রোমাইড, HBr এবং হাইড্রোজেন আয়োডাইড, HI : ধাতব ব্রোমাইড অথবা আয়োডাইডের সাথে ঘন H_3PO_4 এর বিক্রিয়া করে HBr এবং HI প্রস্তুত করা হয়।

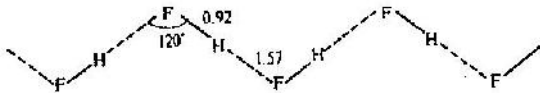


উল্লেখ্য যে, ঘন H_2SO_4 ব্যবহার করে HBr এবং HI প্রস্তুত করা যায় না। কারণ H_2SO_4 একটি শক্তিশালী জারক পদার্থ যা সহজেই HBr-কে জারিত করে Br_2 এবং HI-কে জারিত করে I_2 উৎপন্ন করে। কসমোকরিক এসিডের জারণ ধর্ম না থাকায় এটি ব্যবহার করে HBr ও HI প্রস্তুত করা যায়।

ন্যাবরেটরিতে প্রচলিত প্রস্তুত পদ্ধতি হলো: ব্রোমিন অথবা আয়োডিনকে পানিতে লাল কনফারাস দ্বারা বিজারণ করা। যেমন লাল ফসফরাস এবং পর্ণির মিশ্রণে ব্রোমিন যোগ করে HBr প্রস্তুত করা হয়। [1] প্রস্তুতের জন্য ফসফরাস এবং আয়োডিনের মিশ্রণে পানি যোগ করা হয়।



হাইড্রোজেন হ্যালাইড যৌগগুলোর স্ফুটনাংক HCl, HBr ও HI এর জন্য ক্রমশ নিয়মিতভাবে বৃদ্ধি পায়, কিন্তু HF এর স্ফুটনাংক অস্বাভাবিক পরিমাণে বেশি [HF, 19.9°C; HCl, -85°C; HBr -66.7°C; HI, -35°C]। হাইড্রোজেন ফ্লোরাইডে এক অণুর F পরমাণুর সাথে অন্য একটি অণুর হাইড্রোজেন পরমাণু হাইড্রোজেন বন্ধন সৃষ্টি করে দীর্ঘ শিকল গঠন করে। অনেকগুলো অণু এভাবে শিকল গঠন করে একত্রিত থাকে বলেই হাইড্রোজেন ফ্লোরাইডের স্ফুটনাংক অস্বাভাবিকভাবে বেড়ে যায়। চিত্র ৮.৪ হাইড্রোজেন ফ্লোরাইডে হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন করে শিকল সৃষ্টি দেখানো হয়েছে। অন্য কোনো হাইড্রোজেন হ্যালাইডে HF এর মতো শক্তিশালী হাইড্রোজেন বন্ধন গঠিত হয় না। এজন্য এদের স্ফুটনাংকের মান নিম্ন হয়।



চিত্র ৮.৪ : হাইড্রোজেন ফ্লোরাইডে হাইড্রোজেন বন্ধনের মাধ্যমে শিকল গঠন।

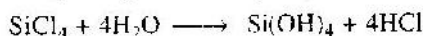
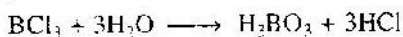
জন্যীয় দ্রবণে HF খুব অল্প পরিমাণে বিখণ্ডিত হয়, এজন্য এটি একটি দুর্বল এসিড। কিন্তু HCl, HBr এবং HI জন্যীয় দ্রবণে প্রায় সম্পূর্ণরূপে বিযোজিত অবস্থায় থাকে, এজন্য এরা তীব্র এসিড হিসেবে কাজ করে।

হ্যালাইডসমূহ (The Halides)

হ্যালাইড যৌগগুলোকে মোটামুটি তিনভাগে বিভক্ত করা হয় : আয়নিক হ্যালাইড, সমযোজী হ্যালাইড এবং স্ফটিক বন্ধন সৃষ্টিকরী হ্যালাইড।

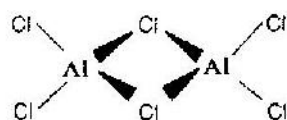
আয়নিক হ্যালাইডসমূহ : ধাতুর জারণ সংখ্যা +I, +II এবং +III হলে তাদের হ্যালাইডগুলো সাধারণত আয়নিক প্রকৃতিবিশিষ্ট হয় GrIA(1), GrIIA(2) (Bc বাদে), লান্থানাইডসমূহ এবং ০.৩ পর্যন্ত অবস্থান্তর ধাতু আয়নিক হ্যালাইড যৌগ গঠন করে। অধিকাংশ আয়নিক হ্যালাইড পানিতে দ্রবণীয়, দ্রবণে পানিযুক্ত ধাতব আয়ন এবং হ্যালাইড আয়ন পাওয়া যায়। কিছু কিছু আয়নিক হ্যালাইড বর্ণ পানিতে অদ্রবণীয়। উদাহরণ : LiF, CaF₂, SrF₂, BaF₂ এবং Ag⁺, Cu⁺, Hg⁺ ও Pb⁺ এর ফ্লোরাইড, ব্রোমাইড ও আয়োডাইডসমূহ। আয়নিক ব্যাসার্ধ বৃদ্ধি পেলে ল্যাটিস শক্তির মান হ্রাস পায়, ফলে হ্যালাইড যৌগগুলোর দ্রাব্যতা F⁻ < Cl⁻ < Br⁻ < I⁻ অনুক্রমে বৃদ্ধি পায়।

সমযোজী হ্যালাইডসমূহ : যে সব ধাতু পরিবর্তনশীল যোজনী দেখায় তাদের ফ্লোরাইড হ্যালাইডসমূহ সাধারণত সর্বোচ্চ যোজনী পাওয়া যায়। যেমন অসমিয়ামের ক্ষেত্রে OsF_6 গঠিত হয়, কিন্তু কেবল $OsCl_4$, $OsBr_4$ এবং OsI_4 গঠিত হয়। উচ্চ জারণ অবস্থা সমযোজী বন্ধন গঠনের সহায়ক। পরিবর্তনশীল জারণ অবস্থা সংবলিত ধাতুগুলোর ক্ষেত্রে তাদের উচ্চ জারণ অবস্থায় হ্যালাইড যৌগগুলো সমযোজী প্রকৃতির এবং নিম্ন জারণ অবস্থায় হ্যালাইড যৌগগুলো আয়নিক প্রকৃতির হয়। উদাহরণস্বরূপ, UF_6 একটি সমযোজী গ্যাসীয় যৌগ কিন্তু UF_4 একটি আয়নিক কঠিন পদার্থ। একইভাবে $PbCl_4$ সমযোজী কিন্তু $PbCl_2$ আয়নিক যৌগ। অধিক ইলেকট্রোনেগেটিভিটির অধিকাংশ মৌল সমযোজী হ্যালাইড যৌগ গঠন করে। এদেরকে অনেক সময় আণবিক হ্যালাইড (molecular halides) বলা হয়। এরূপ যৌগগুলো সাধারণত সহজে জলীয় দ্রবণে অদ্রবিশ্রেণিত হয়। উদাহরণ :

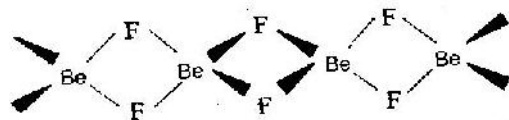


কোনো কোনো ক্ষেত্রে সর্বোচ্চ সমযোজী অবস্থার হ্যালাইড যৌগটি জলীয় দ্রবণে অদ্রবিশ্রেণিত হয় না। উদাহরণ : CCl_4 এবং SiF_4 । সমযোজী হ্যালাইড যৌগগুলো সাধারণত গ্যাসীয় বা তরল পদার্থ হয়। এর কারণ হলো সমযোজী যৌগে অণুগুলোর মধ্যে শক্তিশালী বন্ধন উপস্থিত থাকে কিন্তু বিভিন্ন অণুগুলোর মধ্যে কেবল দুর্বল ড্যান ডার ওয়ালস্ বল কাজ করে। কেন্দ্রীয় পরমাণুতে নিম্নশক্তির ফাঁকা অববীচাল উপস্থিত থাকলে অনেক ক্ষেত্রে ফ্লোরাইড যৌগগুলোতে দ্বি-বন্ধন গঠিত হয়। উদাহরণ : BF_3 ।

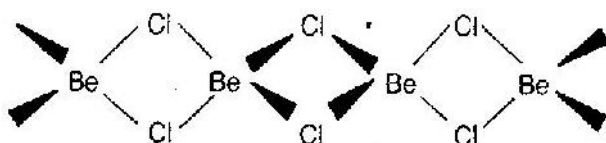
সেতুবন্ধনযুক্ত হ্যালাইডসমূহ : অনেক ক্ষেত্রে দুটি পরমাণুর মধ্যে হ্যালোজেন সেতু গঠিত হয়। যেমন $AlCl_3$ এর ক্ষেত্রে একটি ডাইমার কঠামো এবং BeF_2 ও $BeCl_2$ এর ক্ষেত্রে দীর্ঘ শিকল কঠামো পাওয়া যায় (চিত্র ৯.৫)।



ক



খ



গ

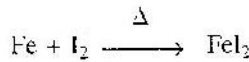
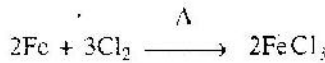
চিত্র ৯.৫ : (ক) $(AlCl_3)_2$, (খ) $(BeF_2)_n$, (গ) $(BeCl_2)_n$ ।

সেতু গঠনের সময় হ্যালোজেন পৰমাণু একটি পরমাণুর সাথে সমযোজী বন্ধন এবং অপর একটি পরমাণুর সাথে দ্বিবিভেদ সমযোজী বন্ধন গঠন করে।

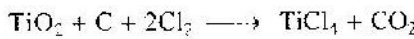
অনর্ধ হ্যালাইড বৌগসমূহের প্রস্তুত পদ্ধতি (Preparation of anhydrous halides)

অনর্ধ হ্যালাইড বৌগ প্রস্তুতের কয়েকটি সাধারণ পদ্ধতি নিচে বর্ণনা করা হয়েছে।

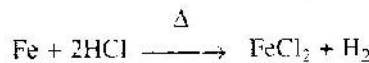
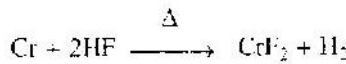
মৌলগুলোর মধ্যে সরাসরি বিক্রিয়া : আধিক্যে ধাতু ফ্লোরিনের সাথে প্রবল তেজে বিক্রিয়া করে এবং ধাতুর সর্বোচ্চ জারণ অবস্থা সংবলিত ফ্লোরাইড বৌগ গঠন করে। P এবং S এর মধ্যে কিছু অধাতুর ক্ষেত্রে বিস্ফোরণ ঘটে। ক্লোরাইড, ব্রোমাইড এবং আয়োডাইড গঠনের জন্য উচ্চতর তাপমাত্রার প্রয়োজন হয়।



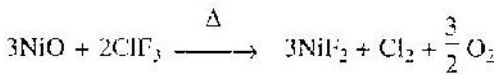
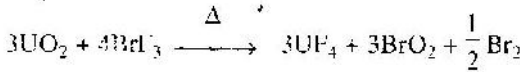
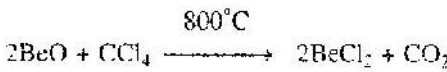
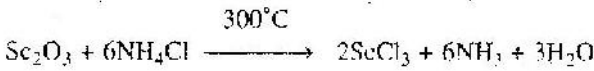
অক্সাইড বৌগের সাথে কার্বন এবং হ্যালোজেনের বিক্রিয়া : কার্বন প্রথমে অক্সাইড বৌগের সাথে বিক্রিয়া করে ধাতু গঠন করে এবং পরবর্তীতে ধাতু এবং হ্যালোজেনের মধ্যে বিক্রিয়া করে ধাতব হ্যালাইড গঠিত হয়।



অনর্ধ HX এর সাথে ধাতুর বিক্রিয়া : অনেক ধাতু HIF, HCl, HBr অথবা HI এর সাথে উচ্চ তাপমাত্রায় সরাসরি বিক্রিয়া করে।



হ্যালোজেন বৌগের সাথে ধাতব অক্সাইডের বিক্রিয়া : NH_4Cl , CCl_4 , ClF_3 , BrF_3 , S_2Cl_2 , SOCl_2 ইত্যাদি হ্যালোজেন বৌগের সাথে ধাতব অক্সাইডের বিক্রিয়া করে অনর্ধ হ্যালাইড বৌগ প্রস্তুত করা যায়।



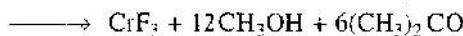
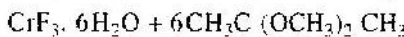
হ্যালোজেন বিনিময় : অনেক হ্যালাইড যৌগ সরাসরি হ্যালোজেনের সাথে অথবা অন্য একটি হ্যালাইড যৌগের সাথে বিক্রিয়া করে হ্যালোজেন বিনিময় করে। যেমন AgF_2 , ZnF_2 , CoF_3 , AsF_3 , SbF_3 , SbF_5 এবং HF যৌগগুলো ব্যবহার করে অন্য মৌলের ফ্লোরাইড যৌগ প্রস্তুত করা যায়।



অর্থাৎ KI এর সাথে বিক্রিয়া করে ফ্লোরাইড যৌগকে আয়োডাইড যৌগে পরিণত করা যায়। একইভাবে ব্রোমাইড যৌগ প্রস্তুত করার জন্য KBr ব্যবহার করা যায়।



অর্ধ হ্যালাইড যৌগ থেকে পানি অপসারণ : সাধারণত কার্বোনেট, অক্সাইড অথবা হাইড্রোক্সাইড হ্যালোজেন এসিডে দ্রবীভূত করে অর্ধ হ্যালাইড যৌগ প্রস্তুত করা যায়। পরিষ্কার প্রক্রিয়ায় দ্রবীভূত করে অর্ধ হ্যালাইড যৌগের কেলস পাওয়া যায়। কোনো কোনো অর্ধ হ্যালাইড কেলসকে উত্তপ্ত করে অনর্ধ হ্যালাইড যৌগ পাওয়া যায়, কিন্তু অনেক ক্ষেত্রে অক্সোহ্যালাইড গঠিত হয়। ফ্লোরাইড যৌগকে থায়োনিল ফ্লোরাইডের সাথে পাতন করে অনর্ধ করা যায়। অন্য হ্যালাইড যৌগগুলোকে অনর্ধ করার জন্য 2,2-ডাইমিথোক্সিপ্রোপেন ব্যবহার করা হয়।



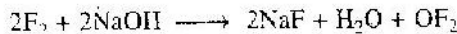
হ্যালোজেন অক্সাইডসমূহ (Halogen oxides)

সর্বোচ্চ হ্যালোজেনের অক্সাইড যৌগগুলো অন্য যে কোনো শ্রেণীর হ্যালোজেন যৌগের তুলনায় বিভিন্ন হ্যালোজেনের মধ্যে বেশি পার্থক্য দেখায়। ফ্লোরিনের সাথে অন্য হ্যালোজেনগুলোর পার্থক্য স্বাভাবিক কারণেই (ছোট আকার, অধিক ইলেকট্রোনেগেটিভিটি এবং যোজনী স্তরে d অরবিটালের অনুপস্থিতি) ঘটে তাছাড়া অক্সিজেন ফ্লোরিন থেকে কম ইলেকট্রোনেগেটিভ, কিন্তু ক্লোরিন, ব্রোমিন এবং আয়োডিন থেকে বেশি ইলেকট্রোনেগেটিভ। এজন্য অক্সিজেনের সাথে ফ্লোরিনের

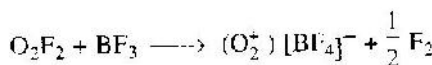
যৌগগুলো অক্সিজেনের ফ্লোরাইড (ফ্লোরিন অক্সাইড নয়), কিন্তু অক্সিজেনের সাথে অন্য হ্যালোজেনগুলোর যৌগগুলো হ্যালোজেন অক্সাইড (অক্সিজেনের হ্যালোইড নয়)। অক্সিজেন এবং হ্যালোজেনসমূহের মধ্যে ইলেকট্রোনিজোটিভিটির পার্থক্য খুব বেশি নয়। ফলে অক্সিজেনের সাথে হ্যালোজেনের বন্ধন প্রধানত সমযোজী প্রকৃতির হয়। নজর কাড় বটনা যে, I_2O_4 এবং I_4O_9 যৌগ দু'টি সুস্থিত আয়নিক যৌগ।

অধিকাংশ হ্যালোজেন অক্সাইড যৌগের সুস্থিতি কম। অধাতু কবলে এবং কখনো কখনো কেবল আলোতে রাখলেই এগুলো বিস্ফোরিত হয়।

অক্সিজেন ডাইফ্লোরাইড, OF_2 : এটি একটি হালকা হালু-গ্যাস। 2% NaOH দ্রবণের মধ্যে F_2 চালনা করলে এটি গঠিত হয়। এটি একটি তীব্র জারক পদার্থ এবং রকেটের জ্বালানি হিসেবে ব্যবহৃত হয়। ধাতুসমূহ, S, P এবং হ্যালোজেনগুলোর সাথে এটি প্রবল তেজে বিক্রিয়া করে। পানিতে দ্রবীভূত হয়ে এটি একটি প্রশম দ্রবণ উৎপন্ন করে, অতএব এটি কোনো এসিড অ্যানহাইড্রক্সাইড নয়। NaOH এর সাথে বিক্রিয়া করে এটি ফ্লোরাইড আয়ন এবং অক্সিজেন উৎপন্ন করে।



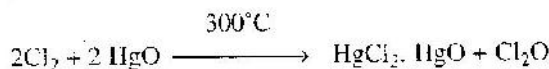
ডাইঅক্সিজেন ডাইফ্লোরাইড, O_2F_2 : এটি একটি হলুদ কমলা বর্ণের কঠিন পদার্থ যার গলনাংক $109.7K$ । O_2 এবং F_2 এর মিশ্রণে অতি নিম্ন চাপে এবং তরল বতাসের তাপমাত্রায় বিদ্যুৎস্রবণ ঘটলে এটি গঠিত হয়। গ্যাসীয় অবস্থায় $-50^\circ C$ তাপমাত্রায় এটি বিয়োজিত হয়ে O_2 এবং F_2 গঠন করে। এর গঠনিক কাঠামো H_2O_2 এর গঠনিক কাঠামোর অনুরূপ কিন্তু $O-O$ দূরত্ব (1.22\AA) H_2O_2 এর $O-O$ দূরত্ব (1.48\AA) অপেক্ষা অনেক কম। এটি একটি অতি শক্তিশালী ফ্লোরিন সরবরাহকারী জারক পদার্থ। ফ্লোরাইড আয়ন গ্রহণকারী বিকারকের সাথে বিক্রিয়া করে এটি ডাইঅক্সিজেনাইল লবণ গঠন করে।



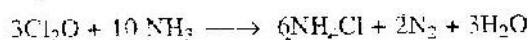
প্রাইমারি অ্যালিফেটিক অ্যামিন যৌগকে লাইট্রেসে যৌগে জারিত করার জন্য O_2F_2 ব্যবহার করা যায়।

O_3F_2 , O_4F_2 , O_5F_2 এবং O_6F_2 যৌগগুলোও প্রস্তুত করা সম্ভব হয়েছে। এগুলোতে অক্সিজেন পরমাণুগুলোর মধ্যে একটি শিকল গঠিত হয়। এরা প্রত্যেকেই অতি অল্প সুস্থিত যৌগ।

ডাইক্লোরিন মনোক্সাইড, Cl_2O : এটি একটি হলুদ-কমলা বর্ণের গ্যাস যা অতি সক্রিয়। সদ্য প্রস্তুত মারকারি (II) অক্সাইডের সাথে বাতাস দ্বারা লুক্কৃত ক্লোরিন গ্যাসের বিক্রিয়া করে এটি প্রস্তুত করা যায়।



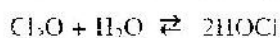
উত্তপ্ত করলে অথবা NH_3 বা যে কোনো বিজারক পদার্থের সংস্পর্শে এটি বিস্ফোরিত হয়।



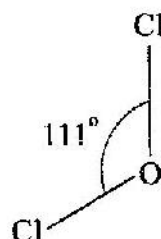
NaOH দ্রবণের সাথে বিক্রিয়া করে এটি ক্লোরেট (I) লবণ উৎপন্ন করে।



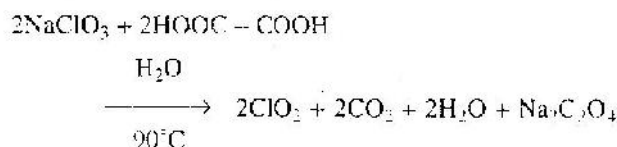
Cl_2O পানিতে অত্যন্ত দ্রবণীয় এবং দ্রবনে হাইপোক্লোরাস এসিড গঠিত হয়।



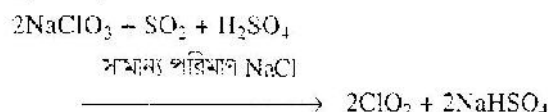
- অধিকাংশ হাইক্লোরিন মনোক্সাইড সোডিয়াম হাইপোক্লোরাইট (NaOCl) প্রস্তুতের জন্য ব্যবহৃত হয়। Cl_2O একটি কৌণিক অণু যেখানে $\angle\text{ClOCl}$ কোণের মান 111° এবং $\text{O}-\text{Cl}$ বন্ধন দূরত্ব 1.71 \AA ।



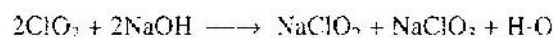
ক্লোরিন ডাইঅক্সাইড, ClO_2 : এটি একটি হলুদ গ্যাস যা ঘনীভূত হয়ে একটি গাঢ় লাল বর্ণের তরলে পরিণত হয় (স্ফুটনাংক 11°C)। এটি একটি শক্তিশালী জারক এবং ক্লোরিন সরবরাহকারী বিকারক। কাঠের মণ্ড এবং সেলুলোজকে বর্ণহীন করার জন্য এবং খাবার পানি বিশুদ্ধ করার জন্য এটি বহুল পরিমাণে ব্যবহৃত হয়। অত্যন্ত সক্রিয় হওয়ার কারণে যখন প্রয়োজন হয় তখন এটি প্রস্তুত করে ব্যবহার করা হয়। ল্যাবরেটরিতে সোডিয়াম ক্লোরেট (V) এবং অম্লনিক এসিডের মধ্যে বিক্রিয়া করে এটি প্রস্তুত করা যায়।



বিক্রিয়কভাবেও NaClO_3 থেকে ClO_2 প্রস্তুত করা হয়। SO_2 , H_2SO_4 এবং NaClO_3 এর বিক্রিয়া থেকে প্রায় বিশুদ্ধ ClO_2 প্রস্তুত করা যায়।



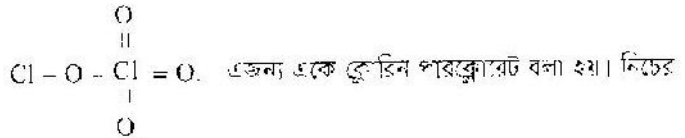
ClO_2 এর কয়েকটি উল্লেখযোগ্য বিক্রিয়া নিচে উল্লেখ করা হয়েছে :



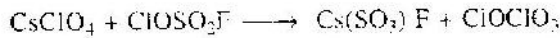
ClO_2 অণুতে একটি জেডহীন ইলেকট্রন উপস্থিত থাকে, এজন্য এটি একটি পার্যাম্যাগনেটিক পদার্থ। জেডহীন ইলেকট্রনটির কারণেই ClO_2 অত্যন্ত সক্রিয় হয়। সংরক্ষণত জেডহীন

হলোকটিন সংশ্লিষ্ট পদার্থগুলো ডাইমার গঠন করে, কিন্তু ClO_2 এর ক্ষেত্রে তা হয় না। সম্ভবত জৈবত্বহীন ইলেকট্রনটি সমগ্র অণুর উপর বিস্থানীয়কৃত থাকে বলেই ডাইমার গঠিত হয় না। এটি একটি কৌশলিক অণু যেখানে $\text{O}-\text{Cl}-\text{O}$ কোণের মান 118°C হয়।

ডাইক্লোরিন টেট্রাক্সাইড, Cl_2O_4 : এর গাঠনিক সংকেত



বিক্রিয়া দ্বারা -45°C তাপমাত্রায় এটি প্রস্তুত করা যায় :

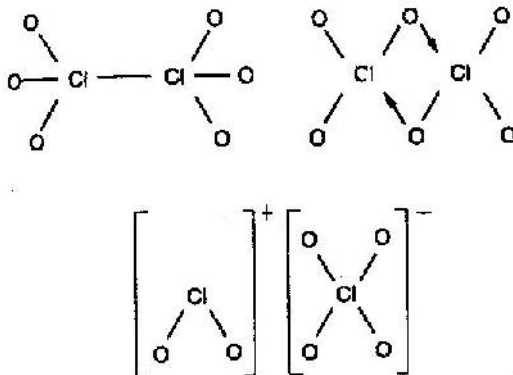


এটি ClO_2 অপেক্ষা কম সুস্থিত। সাধারণ তাপমাত্রায় এটি ClO_2 অপেক্ষা কম সুস্থিত। সাধারণ তাপমাত্রায় বিয়োজিত হয়ে এটি O_2 , Cl_2 এবং ClO_2 গঠন করে।

ডাইক্লোরিন হেক্সাক্সাইড, Cl_2O_6 : এটি একটি কালচে লাল ওরল যা -180°C তাপমাত্রায় জমাট বেঁধে একটি হ্রদ কঠিন পদার্থে পরিণত হয়। ClO_2 এবং O_3 এর বিক্রিয়া থেকে এটি প্রস্তুত করা যায়।

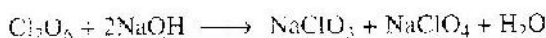
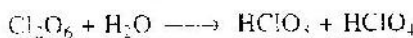


এব গাঠনিক কাঠামো সঠিকভাবে নিশীত হয়নি। চ. ৬ চিত্রে এর সম্ভাব্য কাঠামোগুলো দেখানো হয়েছে।

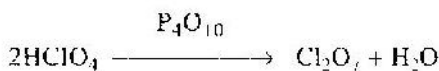


চিত্র ৬.৬ : Cl_2O_6 এর সম্ভাব্য কাঠামোসমূহ

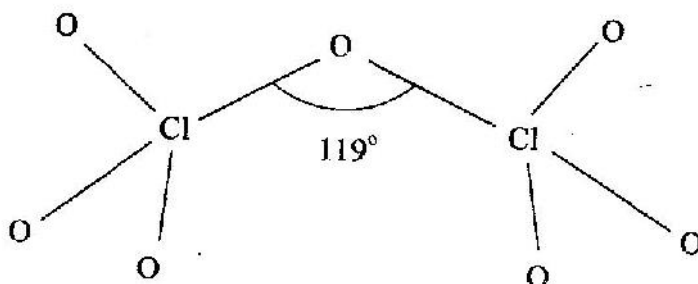
Cl_2O_6 একটি তীব্র জারক পদার্থ এবং গ্রীজের (grease) সংস্পর্শে বিস্ফোরণ ঘটায়। পানি অথবা ক্ষার দ্রবণের সাথে বিক্রিয়া করে এটি ক্লোরেট এবং পরক্লোরেট গঠন করে।



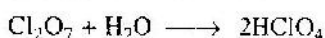
ডাইক্লোরিন হেপ্টাক্সাইড, Cl_2O_7 : এটি একটি বর্ণহীন তৈলাক্ত তরল এবং মেটনুট্রিলে সুস্থিত। পারক্লোরিক এসিড থেকে পানি মুক্ত করে এটি প্রস্তুত করা যায়।



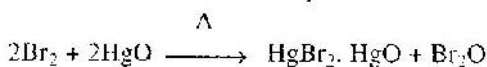
এর গঠনিক কাঠামো নিম্নরূপ :



এটি নিম্নতর অক্সাইড যৌগগুলোর তুলনায় কম সক্রিয়। পানির সাথে বিক্রিয়া করে পারক্লোরিক এসিড গঠন করে এবং $NaOH$ দ্রবণের সাথে বিক্রিয়া করে সোডিয়াম পারক্লোরেট গঠন করে।



ব্রোমিনের অক্সাইডসমূহ : ব্রোমিনের অক্সাইডসমূহ ক্লোরিনের অনুরূপ অক্সাইড যৌগগুলোর তুলনায় কম গুরুত্বপূর্ণ। Br_2O একটি কালচে ব্রোমি বর্ণের তরল পদার্থ। HgO এর সাথে Br_2 গ্যাসের বিক্রিয়া করে এটি প্রস্তুত করা যায়।



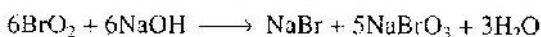
$NaOH$ এর সাথে বিক্রিয়া করে এটি $NaOBr$ গঠন করে



এটি একটি তীব্র জারক পদার্থ এবং I_2 কে জারিত করে I_2O_5 গঠন করে। BrO_2 একটি হালকা হলুদ বর্ণের কঠিন পদার্থ। নিম্ন চাপে এবং নিম্ন তাপমাত্রায় Br_2 এবং O_2 গ্যাস মিশ্রণে বিদ্যুৎসঞ্চার ঘটিয়ে এটি প্রস্তুত করা যায়। আবার $-78^\circ C$ তাপমাত্রায় প্রোমিন এবং O_3 এর বিক্রিয়া করেও এটি প্রস্তুত করা যায়।

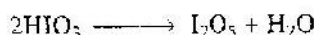


ক্ষার দ্রবণের সাথে BrO_2 এর বিক্রিয়ার ফলে ব্রোমাইড এবং ব্রোমেট লবণ উৎপন্ন হয়।



এর গঠন ClO_2 এর গঠনের অনুরূপ।

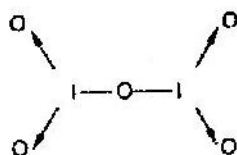
আয়োডিনের অক্সাইডসমূহ : অন্য হ্যালোজেন মৌলের অক্সিজেন যৌগের তুলনায় আয়োডিনের অক্সাইডগুলো অধিক স্থিতি। I_2O_5 একটি স্থিতি কেমাসী পদার্থ। আয়োডিক এসিডকে $170^\circ C$ তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করলে এটি গঠিত হয়।



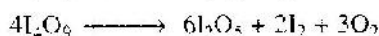
এটি পানিতে অত্যন্ত দ্রবণীয় এবং দ্রবণে আয়োডিক এসিড গঠন করে। $300^\circ C$ তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করলে এটি বিয়োজিত হয়ে I_2 এবং O_2 গঠন করে। এটি একটি জারক পদার্থ এবং CO কে জারিত করে CO_2 -এ পরিণত করে। তাছাড়া এটি H_2S -কে জারিত করে SO_2 এবং NO কে জারিত করে NO_2 গঠন করে। গ্লোব্রিনের সাথে বিক্রিয়া করে এটি IF_5 গঠন করে।



I_2O_5 এর গঠন নিম্নরূপ :



আয়োডিনের আরো দুটি অক্সাইড যৌগ হলো I_2O_4 এবং I_4O_9 । এরা I_2O_5 অপেক্ষা কম স্থিতি। $100^\circ C$ তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করলে এগুলো বিয়োজিত হয়ে I_2O_5 এবং I_2 গঠন করে অথবা I_2 এবং O_2 গঠন করে।



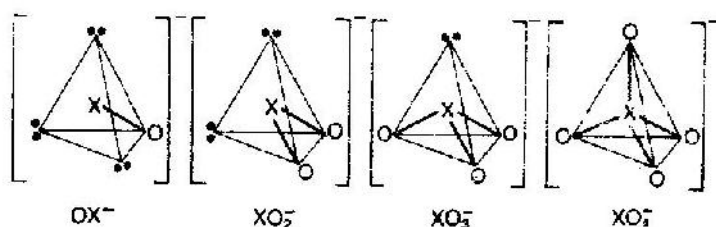
I_2O_4 এবং I_4O_9 যৌগ দুটির গাঠনিক কাঠামো সঠিকভাবে জানা যায়নি। সম্ভবত I_2O_4 এর গঠন IO_2^+ , IO_3^- এবং I_4O_9 এর গঠন $F^{IV}(IO_3)_3$ ।

হ্যালোজেনের অক্সোএসিডসমূহ (Oxoacids of halogens)

হ্যালোজেন মৌলগুলো চার শ্রেণীর অক্সো এসিড গঠন করে যেগুলোতে হ্যালোজেন মৌলের জারণ সংখ্যা যথাক্রমে +I, +III, +V এবং +VII হয়। ৮.৪ সারণিতে অক্সো এসিডগুলো দেখানো হয়েছে। ৮.৭ চিত্রে অক্সোএসিডের অ্যানায়নগুলোর গাঠনিক কাঠামো দেখানো হয়েছে।

সারণি ৮.৪ : হ্যালোজেনের অক্সোএসিডসমূহ।

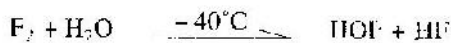
	HOX	HOXO	HOXO ₂	HOXO ₃
হ্যালোজেনের জারণ অবস্থা	+I	+III	+V	+VII
	HOF			
	HOCl	HOCIO	HOCIO ₂	HOCIO ₃
	HOBr		HOBrO ₂	HOBrO ₃
	HOI		HOIO ₂	HOIO ₃



চিত্র ১৭ : অক্সা হ্যালাজেনসমূহের কঠমো

হাইপোহ্যালাস এসিডসমূহ, HOX : সবগুলো হাইপোহ্যালাস এসিড HOF, HOCl, HOBr এবং HOI সুপরিচিত। এ এসিডগুলোতে হ্যালোজেন পরমাণুর জারণ সংখ্যা +1।

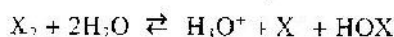
HOF একটি বর্ণহীন অস্থিত গ্যাস। নিম্নতাপমাত্রায় বরফের উপর দিয়ে F₂ গ্যাস চালনা করে এটি প্রস্তুত করা যায়। এর সুস্থিতি অত্যন্ত কম এবং অতি সহজে এটি বিয়োজিত হয়ে HF এবং O₂ গঠন করে।



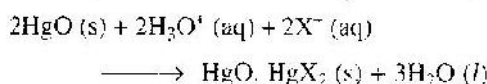
HOF একটি তীব্র জারক পদার্থ। এটি সহজে H₂O-কে জারিত করে H₂O₂-তে পরিণত করে।

অন্য হাইপোহ্যালাস এসিডগুলোর সুস্থিতিও খুব কম। এদের কোনোটিকেই বিশুদ্ধ এসিড হিসেবে পৃথক করা যায় না। এদের জলীয় দ্রবণ অতি দুর্বল এসিড রূপে কাজ করে, হ্যালোজেন পরমাণুর আকার বৃদ্ধির সাথে এসিডগুলোর শক্তি ক্রমশ হ্রাস পায়।

পানির মধ্যে হ্যালোজেন গ্যাস চালনা করে HOX (X = Cl, Br, I) এসিডগুলো প্রস্তুত করা যায়। কিন্তু উভমুখী বিক্রিয়ার কারণে দ্রবণে এসিডগুলোর ঘনমাত্রা কম হয় :



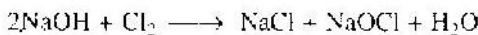
পানির সাথে মারকারি(II) অক্সাইড মিশ্রিত করে ঐ মিশ্রণে হ্যালোজেন চালনা করলে হাইপোহ্যালাস এসিডের উৎপাদন বৃদ্ধি পায়, কারণ হ্যালাইড আয়ন X⁻ সমযোজী মারকারি (II) অক্সাইড হিসেবে অপসারিত হয়ে রাসায়নিক সাম্যকে ডানমুখী করতে সাহায্য করে :



এতএব হাইপোহ্যালাস এসিড প্রস্তুতের একটি সুবিধাজনক পদ্ধতি হলে, পানি, মারকারি (II) অক্সাইড এবং ক্লোরিনের একটি মিশ্রণকে আলোড়িত করা

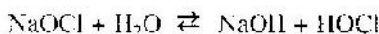
হাইপোহ্যালাস এসিডসমূহের সবচেয়ে প্রয়োজনীয় লবণ হলে সেডিয়াম হাইপোক্লোরাইট Na⁺ OCl⁻ সেডিয়াম ক্লোরাইডের একটি শীতল দ্রবণকে বিদ্যুৎবিশ্লেষণ করে এবং

বিশুদ্ধবিশ্লেষণে : উৎপন্ন পদার্থগুলোকে (NaOH এবং Cl_2) মিশ্রিত হবার সুযোগ দিয়ে এ লবণটি প্রস্তুত করা হয়।



একটি মৃদু জীবাণুনাশক এবং ক্লিচিং এজেন্ট হিসেবে সোডিয়াম হাইপোক্লোরাইট ব্যবহৃত হয়।

জলীয় দ্রবণে সহজে অর্ধে বিশ্লেষিত হয় বলে সোডিয়াম হাইপোক্লোরাইটের দ্রবণ ক্ষারধর্মী হয়।



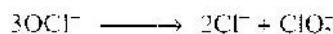
হাইপোক্লোরাস এসিড এবং হাইপোক্লোরাইট লবণ উভয়েই তীব্র জারক পদার্থ। যেমন এসিড দ্রবণে অয়েডাইড আয়ন জারিত হয়ে আয়োডিনে পরিণত হয় এবং অায়রন(II) আয়ন আয়রন(III) আয়নে পরিণত হয় :



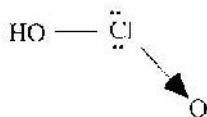
আলোর উপস্থিতিতে হাইপোক্লোরাস এসিড এবং হাইপোক্লোরাইট অ্যামেন উভয়েই বিশেষজিত হয়ে অক্সিজেন গ্যাস এবং ক্লোরাইড আয়ন গঠন করে :



$-5^\circ C$ তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করলে অসামঞ্জস্যকরণ বিক্রিয়ার মাধ্যমে ক্লোরাইড এবং ক্লোরেট অয়ন গঠিত হয় :



হ্যালাস এসিডসমূহ, HOXO : হ্যালাস এসিডে হ্যালাজেনের জারণ সংখ্যা +III ; হ্যালাস এসিডগুলোর মধ্যে কেবল ক্লোরাস এসিড HOClO দুর্নির্দিষ্টভাবে জানা গিয়েছে। এর গঠন নিরূপণ :

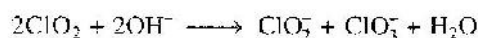


সোডিয়াম ক্লোরাইটের সাথে H_2SO_4 এর বিক্রিয়া করে এবং উৎপন্ন $BaSO_4$ এর অধঃক্ষেপকে ফিল্টার করে অপসারণ করে ক্লোরাস এসিডের জলীয় দ্রবণ প্রস্তুত করা যায়।



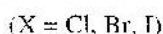
এটি একটি দুর্বল এসিড এবং একে বিশুদ্ধ অবস্থায় পৃথক করা যায় না।

ক্ষার দ্রবণের সাথে ক্লোরিন ডাইঅক্সাইডের বিক্রিয়া করে ক্লোরাইট লবণ ($MCIO_2$) প্রস্তুত করা যায় :

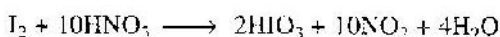


সোডিয়াম ক্লোরাইট $NaClO_2$ -কে একটি ক্লিচিং পদার্থ হিসেবে ব্যবহার করা হয়।

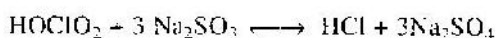
হ্যালিক এসিডসমূহ, (HOXO₂ : হ্যালিক এসিডগুলোতে হ্যালোজেনের জারণ সংখ্যা +V। ক্লোরিন, ব্রমিন এবং আয়োডিন তিনটি মৌলই হ্যালিক এসিড গঠন করে। বেরিয়াম হ্যালাইট, Ba(XO₃)₂ এর সাথে লবু H₂SO₄ এর বিক্রিয়া করে এবং বিক্রিয়্য উৎপন্ন অদ্রবণীয় BaSO₄-কে ফিল্টার পরক্রিতে পৃথক করে হ্যালিক এসিডের জলীয় দ্রবণ প্রস্তুত করা যায়।



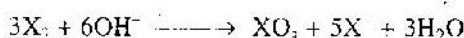
ক্লোরিক এসিড, HOCIO₂ এবং ব্রোমিক এসিড, HOBrO₂, এর দ্রবণকে বাষ্পীভূত করে অধিক গাঢ় দ্রবণ প্রস্তুত করার সময় এ. বিয়োজিত হয়; ফলে এ এসিড দুটিকে বিশুদ্ধ অবস্থায় পৃথক করা যায় না। কিন্তু আয়োডিক এসিড, HOIO₂, অধিক সুস্থিত হওয়ায় একে বিশুদ্ধ কঠিন অবস্থায় পৃথক করা যায়। আয়োডিনকে গাঢ় HNO₃, H₂O₂, O₃ ইত্যাদি যে কোনো শক্তিশালী জারক পদার্থ দ্বারা জারিত করেও আয়োডিক এসিড প্রস্তুত করা যায় :



সবগুলো হ্যালিক এসিড তীব্র এসিড এবং তীব্র জারক পদার্থ। এদের কয়েকটি জারণ বিক্রিয়া নিচে উল্লেখ করা হলো :



তীব্র এবং গাঢ় ক্ষার দ্রবণের সাথে হ্যালোজেন বিক্রিয়া করে ক্ষার ধাতুর হ্যালাইট লবণ MXO₃ উৎপন্ন করে :



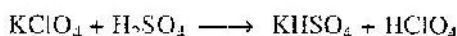
হ্যালিক এসিডের মতো হ্যালাইট লবণগুলোও শক্তিশালী জারক পদার্থ।

সোডিয়াম ক্লোরাইডের একটি গাঢ় দ্রবণকে 70°C তাপমাত্রায় তাড়ৎবিশ্লেষণ করে এবং উৎপন্ন NaOH ও Cl₂-কে মুক্তভাবে মিশ্রিত হওয়ার সুযোগ দিয়ে সোডিয়াম ক্লোরেট, NaClO₃, প্রস্তুত করা যায়। একই রকম পদ্ধতি অনুসরণ করে পটাশিয়াম ক্লোরেট প্রস্তুত করা যায়।

আগাছা দমনকারী গুণধি হিসেবে সোডিয়াম ক্লোরেট এবং দিগাশলাই প্রস্তুত করার জন্য পটাশিয়াম ক্লোরেট প্রচুর পরিমাণে ব্যবহার করা হয়।

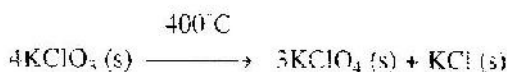
পারহ্যালিক এসিডসমূহ, HOXO₃ : পারহ্যালিক এসিডসমূহে হ্যালোজেনের জারণ সংখ্যা +VII

পটাশিয়াম পারক্লোরেটের সাথে গাঢ় H₂SO₄ এর বিক্রিয়া করে পারক্লোরিক এসিড, HOCIO₃, প্রস্তুত করা যায় :

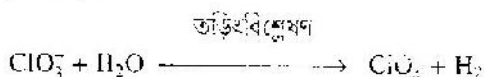


৯০°C তাপমাত্রার নিম্নচাপে পাতন করে বিশুদ্ধ পারক্লোরিক এসিড পাওয়া যায়। এটি একটি অতি তীব্র এসিড এবং একটি তীব্র জারক পদার্থ। HClO₄·H₂O একটি কঠিন পদার্থ যা অক্সিজেন পারক্লোরেটের সমরূপী; এর গাঠনিক সংকেত প্রকৃতপক্ষে H₃O⁺ClO₄⁻।

ক্ষার ধাতুর ক্লোরেট লবণকে সুনিয়ন্ত্রিত তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করলে পরক্লোরেট লবণ উৎপন্ন হয়।



ক্লোরেট লবণের জলীয় দ্রবণকে তড়িৎবিশ্লেষণ করলে অত্যন্তে ক্লোরেট অয়ন জারিত হয়ে পরক্লোরেট আয়নে পরিণত হয় :

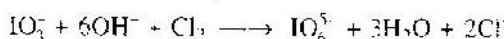


সোডিয়াম হাইড্রজেনাইডের লঘু দ্রবণে একটি ব্রোমট লবণকে ক্লোরিন দ্বারা জারিত করে পরব্রোমেট লবণ প্রস্তুত করা যায় :

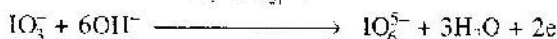


একটি এসিডীয় অয়ন বিনিময়কারী রেজিন ব্যবহার করে এ দ্রবণ থেকে মুক্ত পরব্রোমিক এসিড প্রস্তুত করা যায়। এটি একটি তীব্র জারক পদার্থ।

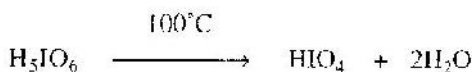
জলীয় দ্রবণে I_2 অথবা I^- -কে জারিত করে বিভিন্ন পরআয়োডেট প্রস্তুত করা যায়। বাণিজ্যিকভাবে আয়োডেট লবণকে ক্ষরীয় দ্রবণে জারিত করে পরআয়োডেট লবণ প্রস্তুত করা হয়। জারনের জন্যে Cl_2 ব্যবহার করা হয় অথবা তড়িৎজারণ পদ্ধতি অনুসরণ করা হয়।



তড়িৎ বিশ্লেষণ

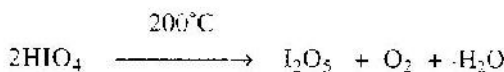


পরআয়োডিক এসিডকে কয়েকটি রূপে পাওয়া যায়, এদের মধ্যে সবচেয়ে সাধারণ রূপটি হলো $\text{HIO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ অথবা H_3IO_6 । এটি পরপরআয়োডিক এসিড নামে পরিচিত যা একটি বর্ণহীন কেলস্ট্রী পদার্থ (গলনাংক 128.5°C)। নিম্ন চাপে 100°C তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করলে পানি মুক্ত হয়ে পরআয়োডিক এসিড HIO_4 পাওয়া যায়। উচ্চ তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করলে এটি বিশ্লেষিত হয়ে I_2O_5 গঠন করে।



পরপরআয়োডিক এসিড

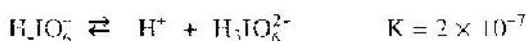
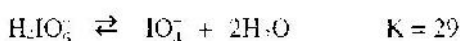
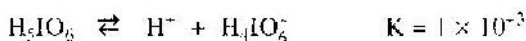
পরআয়োডিক এসিড



পরআয়োডিক এসিড

আয়োডিন
পেন্টঅক্সাইড

H_2IO_6 এর গঠন অষ্টভলকীয়, 1 পরমাণুকে ছয়টি অক্সিজেন পরমাণু অষ্টভলকীয়ভাবে পরিবেষ্টিত করে বাবে। জলীয় দ্রবনে এটি একটি দুর্বল এসিড হিসেবে আচরণ করে। জলীয় দ্রবনে নিম্নলিখিত রাসায়নিক সাম্যতুল্য প্রতিষ্ঠিত হয় :

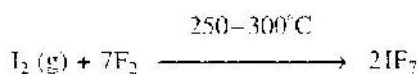
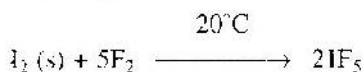
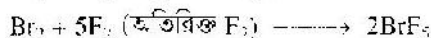
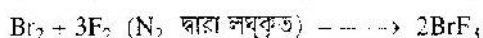
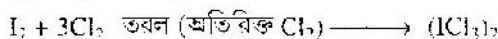
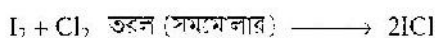
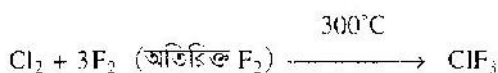
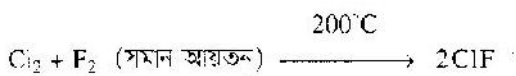


জলীয় দ্রবনে $25^\circ C$ তাপমাত্রায় IO_4^- আয়নের ঘনমাত্রাই সবচেয়ে বেশি হয়

আন্তঃহ্যালোজেন যৌগসমূহ (Interhalogen compounds)

একটি হ্যালোজেন মৌল অপর একটি হ্যালোজেন মৌলের সাথে যুক্ত হয়ে আন্তঃহ্যালোজেন যৌগ গঠন করে। এদের সাধারণ সংকেত XX'_n , এখানে n একটি বিজোড় সংখ্যা ($n = 1, 3, 5, 7$) ; n এর মান 1 থেকে বড় হলে X' সর্বদাই X অপেক্ষা হালকা হ্যালোজেন হয়। যেহেতু n একটি বিজোড় সংখ্যা, যৌগগুলো ডায়ম্যাগনেটিক প্রকৃতির হয় এবং যোজনী ইলেকট্রনগুলো বন্ধন ইলেকট্রন জোড় অথবা নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় হিসেবে উপস্থিত থাকে। যৌগগুলোকে চারটি শ্রেণিতে বিভক্ত করা হয়, এরা হলো XX' , XX'_3 , XX'_5 এবং XX'_7 । ৮.৫ সারণিতে আন্তঃহ্যালোজেন যৌগগুলো এবং তাদের ভৌতধর্ম উল্লেখ করা হয়েছে।

আন্তঃহ্যালোজেন যৌগগুলোকে সরাসরি দুটি হ্যালোজেনের মধ্যে বিক্রিয়া করে প্রস্তুত করা যায়, অথবা একটি ক্ষুদ্রতর আন্তঃহ্যালোজেন যৌগের সাথে একটি হ্যালোজেনের বিক্রিয়া করে প্রস্তুত করা যায়। বিক্রিয়ার অবস্থার উপর নির্ভর করে উৎপন্ন আন্তঃহ্যালোজেন যৌগটির প্রকৃতি নির্ভর করে।



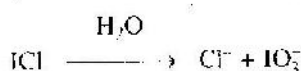
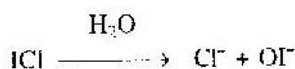
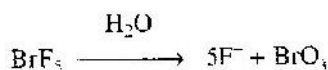
সারণি ১.৫ : আন্তঃহ্যালোজেন যৌগসমূহ এবং 25°C তাপমাত্রায় তাদের ভৌত অবস্থা।

XX'	XX' ₃	XX' ₅	XX' ₇
ClF (g) বর্ণহীন	ClF ₃ (g) বর্ণহীন	ClF ₅ (g) বর্ণহীন	IF ₇ (g) বর্ণহীন
BrF (g) হালকা বাদামি	BrF ₃ (l) হালকা হলুদ	BrF ₅ (l) বর্ণহীন	
BrCl (g) লালচে-বাদামি	(ICl ₃) ₂ (s) হলুদ	IF ₅ (l) বর্ণহীন	
ICl (s) লাল	(IF ₃) (s) অস্থিত হলুদ		
IBr (s) কাল			
(IF) [*] (অস্থিত)			

* ক্রান্ত বিকোজিত হয়ে IF₃ এবং I₂ গঠন করে।

একটি আন্তঃহ্যালোজেন অণুতে কখনো দুটির বেশি পৃথক হ্যালোজেন থাকে না। ইলেকট্রোনিগেটিভিটির পার্থক্য কম হওয়ার কারণে আন্তঃহ্যালোজেন যৌগগুলোতে উপস্থিত বন্ধনগুলো সর্বদাই সমযোজী প্রকৃতির হয়। ইলেকট্রোনিগেটিভিটির পার্থক্য বৃদ্ধির অনুক্রমে যৌগগুলোর গলনাংক এবং স্ফুটনাংকের মান বৃদ্ধি পায়। একটি বৃহৎ এবং একটি ক্ষুদ্র হ্যালোজেনের মাধ্যমে কেবল XX'₃ এবং XX'₇ সংযুক্তির অণু গঠিত হতে পারে। একটি বৃহৎ পরমাণুকে ঘিরে বেশি সংখ্যক ক্ষুদ্র পরমাণু পরিবেষ্টিত হবার সুযোগ পায় বলেই এরূপ ঘটে।

সাধারণত আন্তঃহ্যালোজেন যৌগগুলো হ্যালোজেন অপেক্ষা বেশি সক্রিয় হয় (ব্যতিক্রম: F₂ আন্তঃহ্যালোজেন যৌগ অপেক্ষা বেশি সক্রিয়)। হ্যালোজেন অণুর X - X বন্ধনের বন্ধন শক্তির তুলনায় আন্তঃহ্যালোজেন অণুর X - X' বন্ধনের বন্ধন শক্তির মান কম হয় বলেই আন্তঃহ্যালোজেনগুলো বেশি সক্রিয় হয়। আন্তঃহ্যালোজেন যৌগের রাসায়নিক বিক্রিয়া হ্যালোজেনের রাসায়নিক বিক্রিয়ার অনুরূপ। আর্দ্রবিশ্লেষণ বিক্রিয়ায় হ্যালাইড এবং অক্সো হ্যালাইড আদান পাওয়া যায়। উল্লেখ্য যে, অক্সো হ্যালাইড আদানটি সর্বদা বৃহৎ হ্যালোজেনটি থেকে গঠিত হয়।

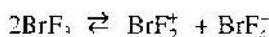


এ সব অক্সিহ্যালোজেন যৌগে ফ্লোরিন উপস্থিত থাকে সেগুলো ধাতব অক্সাইড, ধাতব হ্যালাইড এবং ধাতুর সাথে বিক্রিয়া করে ধাতুর ফ্লোরাইড গঠন করে।

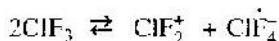


দুটি হ্যালোজেন মৌল দ্বারা গঠিত বিভিন্ন অক্সিহ্যালোজেন যৌগগুলোর ক্ষেত্রে বন্ধন শক্তির মান কেন্দ্রীয় হ্যালোজেন পরমাণুর জারণ সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে ক্রমশ হ্রাস পায়, যেমন ClF , ClF_2 এবং ClF_3 যৌগগুলোর বন্ধন শক্তির মান যথাক্রমে 257, 172 এবং 153 kJ mol^{-1} । অধিক সংখ্যক বন্ধন সৃষ্টির জন্য ইলেকট্রনগুলোকে উচ্চ শক্তিস্তরে উন্নীত করতে হয় বলে বন্ধন শক্তির মান কমে যায়। আবার বন্ধন শক্তির মান কম হলে যৌগের সক্রিয়তা বৃদ্ধি পায়। এজন্য ClF , ClF_2 এবং ClF_3 যৌগগুলোর রাসায়নিক সক্রিয়তা $\text{ClF} < \text{ClF}_2 < \text{ClF}_3$ অনুক্রমে বেড়ে যায়।

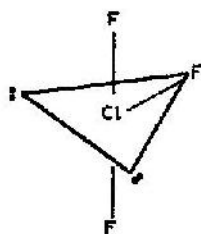
ফ্লোরিন এবং ব্রোমিনের উচ্চতর ফ্লোরাইড যৌগগুলো অত্যন্ত সক্রিয়। এরা পানি এবং অনেক ধাতব যৌগের সংস্পর্শে বিস্ফোরণ ঘটায়; BrF_3 এত সক্রিয় যে এটি অ্যাসবেসটো এর সংস্পর্শে হলেও আগুন জ্বলে ওঠে এবং অ্যাসবেসটোকে বিভিন্ন ফ্লোরাইড যৌগে পরিণত করে। আয়োডিন ফ্লোরাইডগুলো কম সক্রিয়, এরা পানি দ্বারা কোনো বিস্ফোরণ না ঘটাই অর্ধবিশ্লেষিত হয়; আয়োডিন পেন্টাফ্লোরাইড অনেক সময় জৈব যৌগের ফ্লোরিনেশন ঘটানোর জন্য বিকল্পক হিসেবে ব্যবহৃত হয়। আয়োডিন ট্রাইফ্লোরাইড দ্রুত বিয়োজিত হয়ে আয়োডিন মনোক্লোরাইড এবং ফ্লোরিন গঠন করে। BrF_3 এর ক্ষেত্রে অল্প পরিমাণ স্ব-আয়নীকরণ বিক্রিয়া ঘটে:



ClF_2 এবং IF_3 এর ক্ষেত্রেও এ ধরনের স্ব-আয়নীকরণ বিক্রিয়া কিছু পরিমাণে ঘটে থাকে:



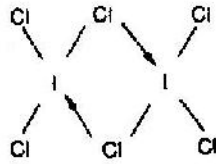
ClF_3 অণুর আকৃতি T এর মতো। Cl পরমাণুর যোজনী স্থরে সর্বমোট দশটি ইলেকট্রন থাকে যার মধ্যে তিন জোড়া বন্ধন ইলেকট্রন এবং দুই জোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন। একটি দ্বি-পিরামিডের কেন্দ্র বিন্দুতে Cl পরমাণু উপস্থিত থাকে এবং ঐ দ্বি-পিরামিডের দুটি অক্ষীয় এবং একটি নিরক্ষীয় অবস্থানে তিনটি ফ্লোরিন পরমাণু অবস্থিত হয়। দ্বি-পিরামিডের দুটি নিরক্ষীয় অবস্থানে দুই জোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন থাকে (চিত্র ৮.৮)। BrF_3 এবং



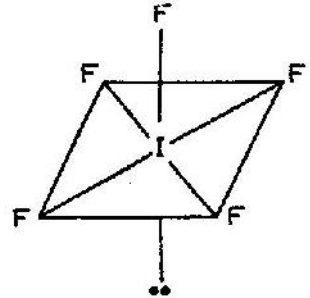
চিত্র ৮.৮ : ClF_3 অণুর আকৃতি

IF_3 অণুর আকৃতিও ClF_3 অণুর আকৃতির অনুরূপ। কঠিন অবস্থায় $(\text{ICl}_3)_2$ একটি অণু দুটি T আকৃতির ICl_3 অণু দুটি Cl পরমাণু শেয়ার করে সমতল $(\text{ICl}_3)_2$ ডাইমার গঠন করে (চিত্র ৮.৯)।



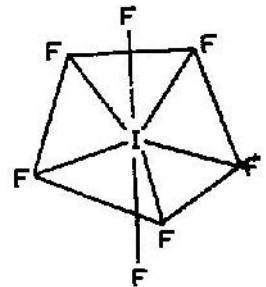
চিত্র ৮.৯ : (ICl_5) ডাইমেরের গঠন।

IF_5 অণুতে I পরমাণু বারটি যোজনী ইলেকট্রন দ্বারা পরিবেষ্টিত হয়; এর মধ্যে পাঁচ জোড়া বন্ধন ইলেকট্রন এবং এক জোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন। একটি অষ্টতলকের ছয়টি কৌণিক বিন্দুর দিকে হয় জোড়া ইলেকট্রন নির্দেশিত থাকে। পাঁচটি কৌণিক বিন্দুতে পাঁচটি I পরমাণু এবং একটি কেন্দ্রিক বিন্দুতে এক জোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন উপস্থিত থাকায় IF_5 অণুর আকৃতি একটি বর্গাকৃতির পিরামিডের মতো (চিত্র ৮.১০)।

চিত্র ৮.১০ : IF_5 অণুর আকৃতি

ClF_3 এবং BrF_3 অণুগুলোর আকৃতিও IF_5 অণুর আকৃতির অনুরূপ।

IF_7 অণুতে I পরমাণুর যোজনী স্তরে সাতটি ইলেকট্রন থাকে। এগুলো সাতটি জোড়া গঠন করে একটি সুসম পঞ্চভূজীয় দ্বি-পিরামিডের সাতটি কৌণিক বিন্দুর দিকে নির্দেশিত হয় যেহেতু সবগুলো জোড়াই বন্ধন ইলেকট্রন সেজন্য IF_7 অণুর আকৃতি সুসম পঞ্চভূজীয় দ্বি-পিরামিডের মতো হয় (চিত্র ৮.১১)।

চিত্র ৮.১১ : IF_7 অণুর আকৃতি

পলিহ্যালোহাইডসমূহ (Polyhalides)

হ্যালোহাইড আয়নগুলো অনেক সময় হ্যালোজেন অণু অথবা আন্তঃহ্যালোজেনসমূহের সাথে বিক্রিয়া করে পলিহ্যালোহাইড আয়ন সৃষ্টি করে। পানিতে আয়োডিনের দ্রাব্যতা খুব কম, কিন্তু আয়োডোহাইড আয়নের উপস্থিতিতে এ দ্রাব্যতা বহু গুণ বৃদ্ধি পায়। একটি পলিহ্যালোহাইড আয়ন গঠনের ফলে

দ্রবত এরূপভাবে বাড়তে পারে। এক্ষেত্রে পলিহ্যালাইড আয়নটি হলো আয়োডিন ট্রাইআয়োডাইড, I_3^- । জলীয় দ্রবণ এবং আয়নিক কেলাস উভয় অবস্থাতেই ট্রাইআয়োডাইড আয়ন সুস্থিত:



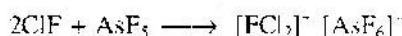
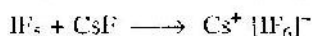
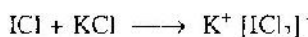
I_2^- এবং I_3^- এর মতো অধিক জটিল পলিহ্যালাইড আয়নও তৈরি করা সম্ভব হয়েছে। বৃহৎ পলিহ্যালাইড আয়ন সংবলিত কেলাসে সাধারণত Cs^+ এবং Rb^+ এর মতো বৃহৎ ক্যাটায়ন উপস্থিত থাকে। কারণ বৃহৎ ক্যাটায়নকে ঘিরে অনেকগুলো বৃহৎ আয়ন যন পরিবেষ্টিত হবার সুযোগ পায় এবং কেলাসের ল্যাটিস শক্তির উচ্চ মান পাওয়া যায়। দ্রবকের উপস্থিতিতে অথবা অনুপস্থিতিতে I^- আয়নের সাথে I_2 যোগ করে KI_3 , H_2O , RbI_3 , NH_4I_3 , $[(C_2H_5)_4N]I_7$, RbI_5 , $2C_6H_6$ ইত্যাদি পলিহ্যালাইড যৌগ প্রস্তুত করা যায়।

I_3^- আয়নের তুলনায় Br_3^- আয়ন অনেক কম সুস্থিত এবং সেজন্য কম পরিচিত। কতিপয় অস্থিত Cl_3^- যৌগ প্রস্তুত করা সম্ভব হয়েছে, Cl^- আয়নের গাঢ় দ্রবণে Cl_2 চালনা করে এ আয়নটি সৃষ্টি করা যায়:

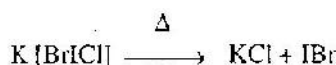
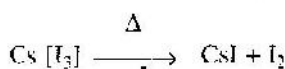


কেনে I_3^- আয়ন সংবলিত যৌগ প্রস্তুত করা যায় না। F পরমাণুর যোজনী স্তরে কোনো d অরবিটাল না থাকায় F পরমাণুর অষ্টক সম্প্রসারণ করা সম্ভব হয় না।

অনেকগুলো পলিহ্যালাইড আয়ন রয়েছে যেনে: দুই বা ততোধিক বিভিন্ন হ্যালোজেন পরমাণু উপস্থিত থাকে, উদাহরণ $K[ICl_2]$, $K[ICl_4]$, $Cs[IBrF]$ এবং $K[IBrCl]$ । দ্ব্যন্তঃহ্যালোজেন যৌগ এবং ধাতব হ্যালাইডের মধ্যে বিক্রিয়া থেকে এগুলো প্রস্তুত করা যায়।

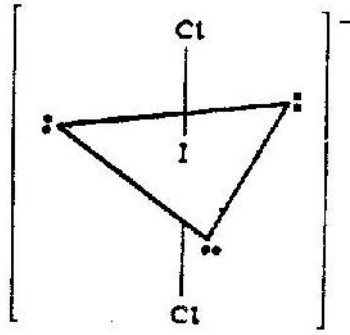


পলিহ্যালাইডগুলো সুস্থিত, কেলাসী, আয়নিক যৌগ। এরা পানিতে দ্রবীভূত হয় এবং জলীয় দ্রবণ বিদ্যুৎ পরিবাহী হয়। উত্তপ্ত করলে এরা বিয়োজিত হয়ে ধাতব হ্যালাইড এবং হ্যালোজেন বা আন্তঃহ্যালোজেন যৌগ গঠন করে।



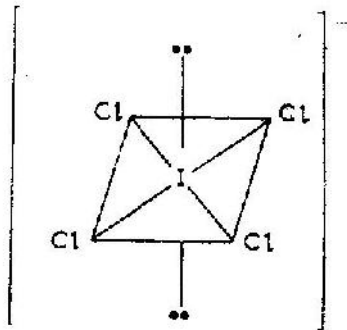
মোজলী স্তর ইলেকট্রন জোড় বিকর্ষণ তত্ত্ব (valence shell electron pair repulsion theory) প্রয়োগ করে পলিহ্যালোহাইড আয়নগুলোর আকৃতি সহজে নির্ণয় করা যায়। ট্রাইহ্যালোহাইড আয়নগুলোর আকৃতি সরলরেখিক হয়। উদাহরণ : $[I_3]^-$, $[Cl_3]^-$ এবং $[BrF_3]^-$ প্রত্যেকেই সরলরেখিক আয়ন। নিচে $[Cl_3]^-$ আয়নের আকৃতি ব্যাখ্যা করা হলো।

$[Cl_3]^-$ আয়নে কেন্দ্রীয় পরমাণু I এর মোজলী স্তরে সর্বমোট দশটি ইলেকট্রন উপস্থিত থাকে যার মধ্যে দুই জোড়া বন্ধন ইলেকট্রন এবং তিন জোড়া নিঃশব্দ ইলেকট্রন। একটি ত্রিকোণী দ্বি-সিয়ারমিডের তিনটি শিরশীর অবস্থানে তিন জোড়া নিঃশব্দ ইলেকট্রন অবস্থিত হয় এবং দুটি অক্ষীয় অবস্থানে দুই জোড়া বন্ধন ইলেকট্রন অর্থাৎ দুটি Cl পরমাণু অবস্থিত হয়। অতএব $[Cl_3]^-$ আয়নের আকৃতি সরলরেখিক হয় (চিত্র ৮.১২)।



চিত্র ৮.১২ : $[Cl_3]^-$ আয়নের আকৃতি।

পেন্টাহ্যালোহাইড আয়ন, যেমন $[ICl_5]^-$ এবং $[BrF_5]^-$, সর্বদা সমতল বর্গাকৃতির হয়। $[ICl_5]^-$ আয়নের ক্ষেত্রে কেন্দ্রীয় পরমাণু আয়োডিনকে ঘিরে পাঁচটি ইলেকট্রন (অর্থাৎ ছয় জোড় ইলেকট্রন) মোজলী স্তরে উপস্থিত থাকে যার মধ্যে দুই জোড়া নিঃশব্দ ইলেকট্রন এবং চার জোড়া বন্ধন ইলেকট্রন। এ ইলেকট্রন জোড়গুলো একটি সুস্থম অষ্টতলকের ছয়টি কৌণিক বিন্দু দিকে

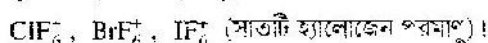
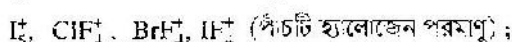
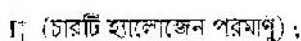
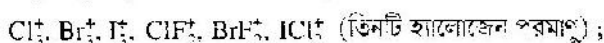
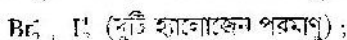


চিত্র ৮.১৩ : $[ICl_5]^-$ আয়নের আকৃতি।

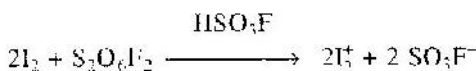
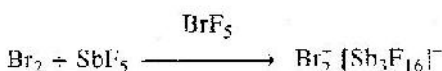
নিশ্চিত হয়, তবে দুই জোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রনের প্রবল বিকর্ষণ বল যথাসম্ভব কম রাখার জন্য এর বর্ণাকার সমতলের সাথে লম্বভাবে অবস্থিত দুটি কৌণিক বিন্দুতে পরস্পর বিপরীত অবস্থানে থাকে বর্ণাকার সমতলটির চারটি কৌণিক বিন্দুতে চারটি Cl পরমাণু উপস্থিত থাকে। এজন্য $[ICl_4]^-$ আয়নের আকৃতি সমতল বর্ণাকার হয় (চিত্র ৬.১৩)। $[BrF_4]$ আয়নের আকৃতি একইভাবে ব্যাখ্যা করা যায়।

পলিহ্যালোজেন ক্যাটায়নসমূহ (Polyhalogen cations)

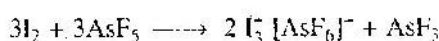
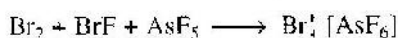
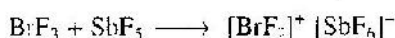
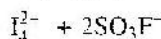
বর্তমানে অনেকগুলো পলিহ্যালোজেন ক্যাটায়ন সুপরিচিত। নিচে কয়েকটি উদাহরণ দেয়া হলো :



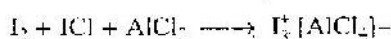
Br_2^+ এবং I_2^+ আয়ন প্রস্তুতের জন্য তীব্র জারণ অবস্থার প্রয়োজন ; আন্তঃহ্যালোজেন যৌগ থেকে গঠিত ক্যাটায়ন প্রস্তুতের জন্য তীব্র হ্যালোইড আকর্ষী বিকারক (যেমন SbF_5 , AsF_5 এবং $SnCl_4$) এর সাথে আন্তঃহ্যালোজেন যৌগের বিক্রিয়া ঘটানো প্রয়োজন ; যেহেতু ClF_2^+ এবং BrF_2^+ যৌগ গঠিত হয় না, ClF_6^+ এবং BrF_6^+ আয়ন গঠনের জন্য তীব্র জারণ অবস্থা এবং তীব্র হ্যালোইড আয়ন আকর্ষী বিকারকের উপস্থিতি দুইই প্রয়োজন। নিচে কয়েকটি আন্তঃহ্যালোজেন ক্যাটায়ন প্রস্তুতের পদ্ধতি বিক্রিয়ার সাহায্যে দেখানো হয়েছে :

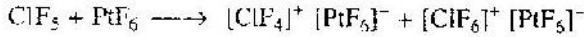
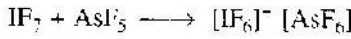
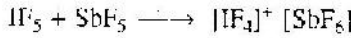
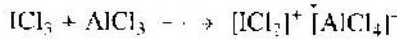
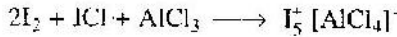


↓ -80°C



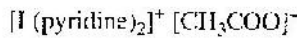
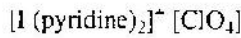
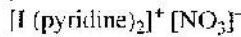
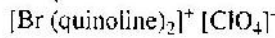
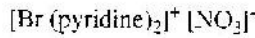
-78°C



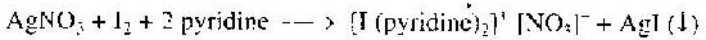


ধনাত্মক হ্যালোজেন আয়নের জটিল যৌগ (Complexes positive halogen ions)

যদিও X^+ আয়নগুলো সুস্থিত নয়, Br^+ এবং I^+ আয়নের কতিপয় সুস্থিত জটিল যৌগ প্রস্তুত করা হয়েছে। উদাহরণ :



এরূপ যৌগ প্রস্তুতের জন্য একটি সিলভার লবণের সাথে সঠিক পরিমাণ হ্যালোজেন এবং ফ্লোরোফর্ম দ্রবীভূত অধিক পরিমাণ জৈব লিগ্যান্ড যোগ করা হয়। উদাহরণ :



প্রশ্নমালা

১। হ্যালোজেন মৌলগুলোর নাম লিখ এবং ইলেকট্রন বিন্যাস দেখাও। এদেরকে হ্যালোজেন বলা হয় কেন? এদের প্রধান উৎসগুলো উল্লেখ কর।

২। হ্যালোজেন মৌলগুলোর আকার, আয়নীকরণ শক্তি, ইলেকট্রন আসক্তি এবং ইলেকট্রোনিগেটিভিটির ক্রম পরিবর্তন ব্যাখ্যা কর।

৩। ফ্লোরিন কিভাবে প্রস্তুত করা হয়? কোনো ফ্লোরাইড যৌগ থেকে রাসায়নিক জারণ পদ্ধতিতে ফ্লোরিন প্রস্তুত করা যায় না কেন?

৪ NaI এর জলীয় দ্রবণ, HF এর জলীয় দ্রবণ অথবা অনর্ধ HF এর তড়িৎ বিশ্লেষণ করে কেন F_2 প্রস্তুত করা সম্ভব নয়?

৫। ফ্লোরিনের প্রধান ব্যবহারগুলো উল্লেখ কর।

৬। সামূহিক শৈবাল থেকে অয়োডিনের নিষ্কাশন সংক্ষেপে বর্ণনা কর।

৭। ধাতব হ্যালাইডের সাথে গাঢ় H_2SO_4 এর বিক্রিয়াগুলো আলোচনা কর।

৮। ফ্লোরিনের প্রধান ব্যবহারসমূহ বর্ণনা কর।

৯। সকল হাইড্রোজেন হ্যালাইডগুলোর মধ্যে হাইড্রোজেন ক্লোরাইডের ক্ষুণ্ণতাকে সবচেয়ে বেশি হয় কেন ?

১০। পানির সাথে হ্যালাজেন মৌলগুলোর রাসায়নিক বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও।

১১। NaCl এবং H_2SO_4 এর বিক্রিয়া দ্বারা HCl গ্যাস প্রস্তুত করা যায়। কিন্তু NaBr এবং NaI থেকে H_2SO_4 এর বিক্রিয়া দ্বারা HBr এবং HI গ্যাস প্রস্তুত করা যায় না। কারণ ব্যাখ্যা কর।

১২। (i) ধাতু, (ii) অধাতু, (iii) পানি, (iv) NaOH দ্রবণ এবং (v) ক্ষার ধাতুর হ্যালাইডগুলোর সাথে হ্যালাজেনগুলোর রাসায়নিক বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও।

১৩। ক্লোরিনের সাথে (i) H_2 , (ii) CO , (iii) P , (iv) S , (v) SO_2 , (vi) $\text{Br}^- (\text{aq})$ এবং (vii) NaOH এর বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও।

১৪। নিচের যৌগগুলোর গাঠনিক চিত্র ঐক্যে দেখাও :

(ক) Al_2Cl_6 , (খ) $(\text{BeF}_2)_n$, (গ) $(\text{BeCl}_2)_n$

১৫। (ক) OF_2 , Cl_2O , O_2F_2 এবং I_2O_5 যৌগগুলোর গাঠনিক কাঠামো ঐক্যে দেখাও।

(খ) OF_2 অণুর বন্ধন কোণ ব্যাখ্যা কর এবং Cl_2O এর বন্ধন কোণ থেকে এটি পৃথক হয় কেন তার কারণ ব্যাখ্যা কর।

(গ) O_2F_2 অণুর $\text{O}-\text{O}$ বন্ধন দূরত্ব H_2O_2 অণুর $\text{O}-\text{O}$ বন্ধন দূরত্ব অপেক্ষা কম হয় এবং O_2F_2 অণুর $\text{O}-\text{F}$ বন্ধন দূরত্ব OF_2 অণুর $\text{O}-\text{F}$ বন্ধন দূরত্ব অপেক্ষা বেশি হয়। কারণ ব্যাখ্যা কর।

১৬। ক্লোরিনের অক্সাইড যৌগগুলোর নাম লিখ এবং তাদের গাঠনিক কাঠামো আঁক। এদের প্রতিটির একটি করে প্রকৃত পদ্ধতির বিক্রিয়া দাও এবং প্রতিটির একটি করে রাসায়নিক বিক্রিয়ার সমীকরণ লিখ।

১৭। I_2O_5 কিভাবে প্রস্তুত করা যায়? এর গাঠনিক কাঠামো আঁক এবং দুটি রাসায়নিক বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও।

১৮। (ক) হ্যালাজেনের চার প্রকার বিভিন্ন অজো এসিডের নাম লিখ। প্রত্যেক প্রকার এসিড হ্রস্বতা তার একটি লবণের সংকেত দাও।

(খ) নিম্নলিখিত যৌগগুলোর প্রতিটির প্রস্তুত পদ্ধতি বর্ণনা কর এবং একটি করে ব্যবহার উল্লেখ কর : NaOCl , NaClO_2 , NaClO_3 , HIO_4

১৯। পানিতে আয়োডিনের দ্রাব্যতা খুব কম, কিন্তু KI এর ভলীয় দ্রবণে এটি অত্যন্ত দ্রবণীয় করে ব্যাখ্যা কর।

২০। সবগুলো আন্তঃহ্যালাজেন যৌগের সংকেত লিখ। আন্তঃহ্যালাজেন যৌগগুলো হ্যালাজেন মৌল অপেক্ষা বেশি সক্রিয় হয় কেন? এদের প্রস্তুত পদ্ধতি সাধারণভাবে বর্ণনা কর এবং গাঠনিক কাঠামো আলোচনা কর।

২১। নিচের অণু এবং আয়নগুলোর গাঠনিক কাঠামো ঐক্যে দেখাও এবং নিম্নসঙ্গ ইলেকট্রন স্তরগুলোর অবস্থান দেখাও :

ClF_3 , BrF_3 , IF_5 , IF_7 , I_3^- , ICl_4^- , I_5^-

২২। নিচের বিষয়গুলো ব্যাখ্যা কর :

(ক) ফ্লোরিনের জারণ সংখ্যা স্থির, কিন্তু অন্য হ্যালোজেন মৌলগুলোর জারণ সংখ্যা পরিবর্তিত হয়।

(খ) ফ্লোরিনের বন্ধন বিয়োজন শক্তির মান সবগুলো হ্যালোজেন মৌলের মধ্যে ক্ষুদ্রতম।

(গ) ফ্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তি ফ্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তি অপেক্ষা কম।

(ঘ) হাইড্রোজেন আয়োডাইড অপেক্ষা হাইড্রোজেন ক্লোরাইডের এসিড শক্তি কম।

(ঙ) কোনো রাসায়নিক যৌগ থেকে ক্লোরাইড অয়নকে রাসায়নিক বিক্রিয়া দ্বারা জারিত করে F_2 প্রস্তুত করা যায় না।

২৩। হ্যালোজেনের হাইড্রোসিডগুলোকে ওজনের এসিড শক্তির উচ্চ ক্রমে সজাও একপ সজ্জিতকরণের পক্ষে যুক্তি দেখাও।

২৪। অন্যান্য হ্যালোজেন থেকে ফ্লোরিনের ঘর্মের কয়েকটি পার্থক্য কারণসহ উল্লেখ কর।

২৫। হ্যালোজেনসমূহের পারস্পরিক প্রতিস্থাপন বিক্রিয়া সংক্ষেপে আলোচনা কর।

২৬। ক্লোরিন নিম্নলিখিত অক্সো অয়নসমূহ গঠন করে :

ClO^- , ClO_2^- এবং ClO_4^-

(i) ClO^- , ClO_2^- এবং ClO_4^- অয়নগুলোতে ক্লোরিনের জারণ সংখ্যা উল্লেখ কর।

(ii) Cl_2 এবং $NaOH$ -এর জলীয় দ্রবণের বিক্রিয়ায় ClO^- অয়ন উৎপন্ন হয়। এ বিক্রিয়ার আয়নিক সমীকরণ লিখ।

(iii) $KClO_3$ -কে এর গলনাঙ্ক থেকে সামান্য উচ্চ তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করলে KCl এবং $KClO_2$ উৎপন্ন হয়। এ বিক্রিয়ার সমীকরণ লিখ।

২৭। অধিক পরিমাণ গাঢ় $NaOH$ দ্রবণের সাথে আয়োডিন উত্তপ্ত করলে যে বিক্রিয়াটি সংঘটিত হয় তার সমীকরণ দাও। এটিকে কোন ধরনের বিক্রিয়া বলা হয়?

২৮। কোন হ্যালোজেন মৌলটির—

(i) জারণ ক্ষমতা সর্বোচ্চ,

(ii) হাইড্রোজেন বন্ধন গঠনের ক্ষমতা সবচেয়ে বেশি,

(iii) হাইড্রোসিড সবচেয়ে দুর্বল প্রকৃতির?

তোমার উত্তরের স্বাক্ষরে যুক্তি দেখাও।

২৯। নিচের অণু/আয়নগুলোতে বন্ধনগুলোর দিক চিহ্ন ঠিক ঠিক দেখাও :

BBr_3 , BrF_3 , IF_7 , ICl_4 , $HOCl$, ICl_2 , Cl_2O_7 , BrF_4^+ , BrF_3^-

IO_3^- এবং I_3^- আয়নের রাসায়নিক বন্ধন ব্যাখ্যা কর।

৩০। অক্সিজেন হ্যালোজেন যৌগগুলো সম্পর্কে সংক্ষেপে আলোচনা কর।

৩১। পলিহ্যালোজেন অয়নগুলো সম্পর্কে সংক্ষেপে আলোচনা কর।

৩২। পাঁচটি পলিহ্যালোজেন ক্যাটায়নের সংকেত লিখ এবং এদের প্রকৃতির একটি করে বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও।

৩৪। I^+ আয়নের একটি জটিল যৌগের সংকেত লিখ। একি কিভাবে প্রস্তুত করা যায়?

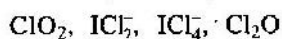
৩৫। ClF , ClF_3 এবং ClF_5 অণুগুলোর রাসায়নিক সক্রিয়তার ক্রম কারণসহ ব্যাখ্যা কর

৩৬। শিল্পক্ষেত্রে হাইড্রোজেন ফ্লোরাইড কিভাবে প্রস্তুত করা হয়? এর প্রধান ব্যবহারগুলো উল্লেখ কর।

৩৭। অক্সিজেনের সাথে ফ্লোরিনের যৌগগুলোকে অক্সিজেনের ফ্লোরাইড বলা হয়, কিন্তু অন্য হ্যালোজেনের যৌগগুলোকে হ্যালোজেন অক্সাইড বলা হয়। কারণ ব্যাখ্যা কর।

৩৮। আন্তঃহ্যালোজেন যৌগগুলো হ্যালোজেন অপেক্ষা বেশি সক্রিয় হয় এবং সর্বদাই ত্রয়মাগনেটিক প্রকৃতির হয়। কারণ ব্যাখ্যা কর।

৩৯। নিচের অণু বা আয়নগুলোর গাঠনিক কাঠামো ব্যাখ্যা কর :



৪০। I_3^- এবং I_3^+ আয়ন দুটির বন্ধন প্রকৃতি ব্যাখ্যা কর।

নবম অধ্যায়

GrVIII A(18) বা 0 : মহান গ্যাসসমূহ

[GrVIII A(18) or 0 : The Noble Gases]

ভূমিকা (Introduction)

পর্যায় সারণির GrVIII A(18) বা শূন্য গ্রুপের অন্তর্গত হিলিয়াম (He), নিয়ন (Ne), আর্গন (Ar), ক্রিপটন (Kr), জেনন (Xe) এবং র্যাডন (Rn)— এ ছয়টি মৌলকে মহান গ্যাস (Noble gases) বলা হয়। এরা রাসায়নিকভাবে অত্যন্ত নিষ্ক্রিয়। অন্যান্য মৌলিক গ্যাসের ন্যায় (যেমন H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 ইত্যাদি) এরা দ্বি-পরমাণুক অণু গঠন করে না। সাধারণ অবস্থায় এ গ্যাসগুলো অন্য কোনো মৌলের সাথে যুক্ত হয়ে যৌগ গঠন করে না এবং সহজে কোনো রাসায়নিক বিক্রিয়ায় অংশগ্রহণ করে না। 1962 সালের পূর্বে পর্যন্ত মহান গ্যাসসমূহের কোনো যৌগ প্রস্তুত করা সম্ভব হয় না। রাসায়নিকভাবে এদের এরূপ নিষ্ক্রিয়তার জন্য পূর্বে এ মৌলগুলো নিষ্ক্রিয় গ্যাস (inert gases) নামে পরিচিত ছিল। কিন্তু 1962 সালে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের প্রথম যৌগটি প্রস্তুত করার পর এখন এদেরকে আর নিষ্ক্রিয় গ্যাস বলা চলে না। রাসায়নিকভাবে এদের খুব কম সক্রিয়তার জন্য এখন এদেরকে মহান গ্যাস (noble gases) বলা হয়। উল্লেখ্য, গোল্ড, প্লাটিনাম ইত্যাদি ধাতুও রাসায়নিকভাবে কম সক্রিয় বলে তারা মহান ধাতু (noble metals) নামে পরিচিত।

পর্যায় সারণিতে মহান গ্যাসসমূহের অবস্থান (Position of the noble gases in the periodic table)

মেন্ডেলিফের পর্যায় সারণি প্রস্তুতের সময় মহান গ্যাসসমূহ আবিষ্কৃত না হওয়ায় ঐ পর্যায় সারণিতে মহান গ্যাসসমূহের জন্য কোনো স্থান ছিল না। পরবর্তী সময়ে বিজ্ঞানী র্যালি ও র্যামজে মহান গ্যাসগুলো আবিষ্কার করে বিভিন্ন পরীক্ষার মাধ্যমে দেখেন যে, এরা রাসায়নিকভাবে নিষ্ক্রিয়। তাছাড়া এদের প্রত্যেকেরই পরমাণুর সর্ববহিঃস্থ স্তর ইলেকট্রন দ্বারা অষ্টকপূর্ণ (He এর ক্ষেত্রে প্রথম স্তরটিই বহিঃস্থ স্তর যা দুটি ইলেকট্রন দ্বারা পরিপূর্ণ)। ফলে এদের যোজনী শূন্য ধরে এদেরকে 0 গ্রুপে স্থান দেয়া হয়েছে। পর্যায় সারণিতে এ গ্রুপটিকে GrVII A(17) এর পরে রাখা হয়েছে। এর পক্ষে যুক্তি এই যে, সবচেয়ে তড়িৎ ঋণাত্মক গ্রুপ GrVII A(17) এবং সবচেয়ে তড়িৎ ধনাত্মক গ্রুপ GrI A(1) এর মধ্যবর্তী স্থানে একটি তড়িৎনিরপেক্ষ গ্রুপ থাকা স্বাভাবিক। এ তড়িৎ নিরপেক্ষ গ্রুপের মৌলগুলো হলো মহান গ্যাস মৌলসমূহ বাদে তড়িৎ ধনাত্মক বা ঋণাত্মক কোনো প্রকার ধর্মই নেই। এদিক থেকে বিবেচনা করলে পর্যায় সারণিতে এদের অবস্থান শূন্য গ্রুপে যথাযথ বস্তুত এরা পর্যায় সারণিতে সবচেয়ে তড়িৎধনাত্মক মৌল GrI A(1) এবং সবচেয়ে তড়িৎঋণাত্মক মৌল GrVII A(17) এর মধ্যবর্তী স্থানে অবস্থান করে উভয় ধরনের মৌলের মধ্যে সেতুবন্ধন রচনা করেছে। হিলিয়াম বাদে আর সবগুলো মহান গ্যাস মৌলের যোজনী স্তরে অষ্টক করে ইলেকট্রন উপস্থিত থাকায় এ গ্রুপকে GrVIII A(18)-ও বলা হয়।

মহান গ্যাস মৌলসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাস (Electronic configurations of noble gases)

১.১ সর্বশেষে মহান গ্যাস মৌলসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাস দেখানো হয়েছে।

সারণি ৯.১ : মহান গ্যাস মৌলসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাস।

ইলেকট্রন	প্রতীক	পারমাণবিক সংখ্যা	ইলেকট্রন বিন্যাস
ইলিয়াম	He	2	$1s^2$
নিয়ন	Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
আর্গন	Ar	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
ক্রিপটন	Kr	36	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$
জেনন	Xe	54	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$
রেডন	Rn	86	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6$

মৌলগুলোর ইলেকট্রন বিন্যাস থেকে দেখা যায় যে, হিলিয়ামের ক্ষেত্রে $1s$ অরবিটালটি ২টি ইলেকট্রন দ্বারা পূর্ণ। অন্য মহান গ্যাসসমূহের প্রতিটির বহিঃস্থ শক্তিস্তরের s অরবিটালটি ২টি এবং p অরবিটালগুলো ৬টি ইলেকট্রন দ্বারা পরিপূর্ণ। সুতরাং He ব্যতীত বাকি পাঁচটি মৌল নিয়ন, আর্গন, ক্রিপটন, জেনন এবং রেডনের সর্ববহিঃস্থ ইলেকট্রন বিন্যাস সংক্ষেপে $ns^2 np^6$ দ্বারা প্রকাশ করা হয়। $n = 2$ হলে নিয়ন, $n = 3$ হলে আর্গন, $n = 4$ হলে ক্রিপটন, $n = 5$ হলে জেনন এবং $n = 6$ হলে রেডনের সর্ববহিঃস্থ স্তরের ইলেকট্রন বিন্যাস পাওয়া যায়।

মহান গ্যাসসমূহের রাসায়নিক সক্রিয়তা অত্যন্ত কম হবার কারণ (Reasons for very low reactivity of the noble gases)

মৌলসমূহের রাসায়নিক সক্রিয়তা তাদের সর্ববহিঃস্থ শক্তিস্তরের ইলেকট্রন বিন্যাসের উপর নির্ভরশীল। মহান গ্যাস মৌলসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাস পর্যালোচনা করলে দেখা যায় যে, He-এ ২টি ইলেকট্রন দ্বারা $1s$ অরবিটালটি পরিপূর্ণ। অন্য মৌলগুলোর প্রত্যেকটির সর্ববহিঃস্থ স্তরের s অরবিটালটি ২টি এবং p অরবিটালগুলো ৬টি ইলেকট্রন দ্বারা পরিপূর্ণ। ফলে একমাত্র হিলিয়াম ব্যতীত বাকি পাঁচটি মৌলের বহিঃস্তরই অষ্টকপূর্ণ। এভাবে হিলিয়ামের $1s^2$ এবং অন্য মৌলগুলোর $ns^2 np^6$ ইলেকট্রন বিন্যাসের কারণে মৌলগুলো স্থিতিশীলতা অর্জন করে। স্থিতিশীল ইলেকট্রন বিন্যাসের কারণে মহান গ্যাসগুলোর ইলেকট্রন আসক্তি শূন্য (অথবা সামান্য ঋণাত্মক) এবং আয়নীকরণ শক্তি অন্য মৌলগুলোর তুলনায় অত্যধিক। ফলে সাধারণ অবস্থায় এরা ইলেকট্রন গ্রহণ, বর্জন বা শেয়ার করে অন্যান্য মৌলের মতো আয়নিক, সমযোজী বা অন্য কোনো ধরনের বন্ধন সৃষ্টির মাধ্যমে অণু গঠন করে না। এক কথায়, মহান গ্যাসগুলোর স্থিতিশীল বহিঃস্থ অষ্টকপূর্ণ (He এর ক্ষেত্রে $1s^2$) ইলেকট্রন বিন্যাসের কারণেই এরা রাসায়নিকভাবে খুবই নিষ্ক্রিয়। এদের সক্রিয়তা এত কম যে, নিজেদের মধ্যে যুক্ত হয়ে অণু গঠনেরও কোনো প্রবণতা নেই। ফলে প্রকৃতি হতে প্রাপ্ত গ্যাসগুলোর মধ্যে একমাত্র মহান গ্যাসগুলোই এক পারমাণবিক গ্যাস।

মহান গ্যাসগুলোর উৎস (Sources of the noble gases)

মহান গ্যাসগুলোর প্রধান উৎস বাতাস। বাতাসে এ গ্যাসগুলোর সর্বমোট পরিমাণ বাতাসের আয়তনের ১% বা তরুও কিছু কম। বাতাসের এ অংশের প্রধান উপাদান আর্গন। বাণিজ্যিকভাবে উৎপন্ন আর্গন, নিয়ন, ক্রিপটন এবং জেনন এর প্রধান উৎস বায়ু এবং এ গ্যাসগুলো বায়ুকে শীতলীকরণের মাধ্যমে তরল করে তার উপাদানগুলো পৃথক করার সময় উপজাত হিসেবে পাওয়া যায়। অ্যামোনিয়া সংশ্লেষণের সময় অ্যামোনিয়ার প্লান্ট হতে কিছু পরিমাণ আর্গন গ্যাস উপজাত হিসেবে পাওয়া যায়। এছাড়া প্রাকৃতিক গ্যাস, কিছু তেজস্ক্রিয় আকরিক যেমন পিচব্লেন্ড (U₃O₈), মোনজাইট ও ক্রিভাইটে হিলিয়াম গ্যাস আবদ্ধ অবস্থায় পাওয়া যায়। খনিজ প্রসারণে আর্গন এবং পৃথিবীর বিভিন্ন স্থানে যে উষ্ণ প্রসারণ আছে তার জলে প্রায় ৫% হিলিয়াম ও অতি সামান্য নিয়ন বর্তমান থাকে। কিছু তেজস্ক্রিয় বস্তু যেমন রেডিয়াম, ইউরেনিয়াম এবং থোরিয়াম—এর বিভাজন কালে হিলিয়াম গ্যাস উৎপন্ন হয়, কোনো কোনো প্রাকৃতিক গ্যাসের কূপে প্রাকৃতিক গ্যাসের সাথে প্রচুর পরিমাণে (আনুমানিক ৫% পর্যন্ত) হিলিয়াম পাওয়া যায়। রেডন একটি তেজস্ক্রিয় মৌল এবং রেডিয়ামের তেজস্ক্রিয় ক্ষয়ের সময় রেডন উৎপন্ন হয়। ৯.২ সারণিতে বায়ু খনিজ আকরিক হতে প্রাপ্ত বিভিন্ন মহান গ্যাসের পরিমাণ যথাক্রমে অয়তন ও ওজন অনুসারে দেখানো হয়েছে।

সারণি ৯.২ : মহান গ্যাসসমূহের উৎস।

মৌল	শুক বাতাস/আয়তন অনুসারে (পি.পি.এম)	খনিজ আকরিক/ওজন অনুসারে (পি.পি.এম)
He	5.24	3×10^{-3}
Ne	18.18	7×10^{-5}
Ar	9340	4×10^{-7}
Kr	1.0	—
Xe	0.087	—
Rn	অতি সামান্য	1.7×10^{-10}

মহান গ্যাস মৌলসমূহের আবিষ্কার (Discovery of the noble gases)

আর্গন (Argon) : ১৮৭৫ সালে বিজ্ঞানী ক্যাথেনডিস বাতাসের উপাদান নিয়ে কিছু মৌলিক গবেষণা করার সময় বাতাসের সাথে অতিরিক্ত অক্সিজেন মিশিয়ে প্লান্টিনাম তারের মাধ্যমে এই মিশ্রণের মধ্যে বিদ্যুৎ স্ফুলিঙ্গের সৃষ্টি করলেন। পরবর্তী সময়ে তিনি উৎপন্ন নাইট্রিক অক্সাইড ও অতিরিক্ত অক্সিজেন মুক্ত করে দেখলেন যে, এরূপ পরীক্ষায় বাতাসের প্রায় $\frac{1}{120}$ ভাগ অবিষ্কৃত

অবস্থায় অবশিষ্ট থাকে। তাঁর এ পরীক্ষার একশ বছর পর ১৮৯৪ সালে বায়ুর এই অবশিষ্ট $\frac{1}{120}$

ভাগ হতে নতুন নতুন মৌল আবিষ্কৃত হলো এবং গঠিত হলো মহান গ্যাসের পরিবার।

১৮৯৪ সালে র্যালি (Rayleigh) এবং রামজে (Ramsay) বিভিন্ন উৎস হতে প্রাপ্ত নাইট্রোজেনের ঘনত্ব নির্ণয়ের পর দেখলেন যে, বায়ু থেকে প্রাপ্ত নাইট্রোজেনের ঘনত্ব খানিকটা

বেশি তারা চিন্তা করলেন, বাতাসের মধ্যে এমন কোনো অজানা গ্যাস থাকতে পারে যার ঘনত্ব নাইট্রোজেনের ঘনত্বের চেয়ে বেশি। পরবর্তী সময়ে তারা ক্যাভেন্ডিসের ১০০ বছর পূর্বের পরীক্ষাটি করে দেখলেন সত্যি সত্যিই বাতাসের $\frac{1}{120}$ ভাগ অপরিবর্তিত থাকে। পরে তারা বিভিন্ন উপায় বাতাসের অক্সিজেন ও নাইট্রোজেনকে অপসারিত করে যে অবশিষ্ট গ্যাস থাকল তার বাষ্প ঘনত্ব এবং পারমাণবিক ভর নির্ণয় করে দেখলেন যে, অবশিষ্ট গ্যাসের বাষ্প ঘনত্ব ১৭.৭৪ এবং পারমাণবিক ভর ৪০। এ নতুন গ্যাসটি পুরোপুরিভাবে নিষ্ক্রিয় বলে প্রমাণিত হলে। ব্যামজে এর নামকরণ করলেন আর্গন (গ্রীক ভাষায় আর্গন শব্দের অর্থ আলস বা নিষ্ক্রিয়)।

হিলিয়াম Helium)

১৮৬৮ সালের ১৮ই আগস্ট ফরাসি জ্যোতির্বিদ জ্যানসেন (Janssen) সূর্য গ্রহণের সময় গ্যাসীয় সূর্যের আবরণের মধ্যে বর্ণালি পর্যবেক্ষণের মাধ্যমে একটি স্পষ্ট লীলা D_৩ রেখা আবিষ্কার করেন। এ রেখাটি সোডিয়ামের D_১ এবং D_২ রেখা হতে সম্পূর্ণ ভিন্ন। এমন কি তখন পর্যন্ত যত মৌল জানা ছিল তাদের কোনোটিই সাথেই এর মিল লক্ষ্য করা যায়নি। বিজ্ঞানী লাকিয়ার (Lackyer) ও ফ্রাঙ্কল্যান্ড (Frankland) এটিকে একটি নতুন মৌল বলে স্বীকৃতি দিয়ে এর নামকরণ করেন হিলিয়াম (গ্রীক 'হেলিওস' অর্থ সূর্য)

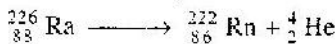
১৮৮৮ সালে ব্যামজে ক্রিজাইট আকরিক হতে সর্বপ্রথম পৃথিবী হিলিয়ামের অস্তিত্ব প্রমাণ করেন। ১৯০৩ সালে ব্যামজে (Ramsay) ও সড্ডি (Soddy) রেডিয়ামের তেজস্ক্রিয় বিভাজনের ফলে হিলিয়ামের উৎপত্তি দেখতে পান। অনেক তেজস্ক্রিয় মৌল হতে হিলিয়াম বিচ্ছুরিত হয়।

নিয়ন, ক্রিপটন ও জেনন (Neon, Krypton and Xenon)

১৮৯৮ সালে ব্যামজে ও ট্রাভান তরল বায়ুর আংশিক পাতনে প্রাপ্ত তরল আর্গনকে পুনঃ পুনঃ আংশিক পাতন করে সবচেয়ে উদারী অংশ হতে একটি মৌল পৃথক করেন যার বাষ্প ঘনত্ব ১০.১ এবং পারমাণবিক ভর ২০ এর নাম রাখা হলো নিয়ন (Neon) অর্থাত্ নতুন। পরে তার কম উদারী অংশকে আংশিক পাতন করে আরো দুটি গ্যাস আবিষ্কার করেন। যার একটির নাম রাখা হলো ক্রিপটন (Krypton অর্থ গুপ্ত), অন্যটির নাম জেনন (Xenon অর্থ আগন্তুক)।

রেডন (Radon)

১৯০০ সালে বিজ্ঞানী ডর্ন (Dorn) রেডিয়ামের তেজস্ক্রিয় ক্ষয়জাত পদার্থ হতে রেডন আবিষ্কার করেন।



মহান গ্যাসসমূহের ভৌত ধর্ম (Physical properties of the noble gases)

সকল মহান গ্যাসের মৌলগুলো বর্ণহীন, গন্ধহীন, স্বাদহীন এবং এক পরমাণুক গ্যাস। এরা পানিতে কিছু পরিমাণে দ্রবণীয়।

মহান গ্যাস মৌলগুলোর মধ্যে দুর্বল আন্তঃআণবিক বল (ভার ভর ওয়াল্‌স বল) ছাড়া অন্য কোনো আকর্ষণ বল কাজ করে না বলে এদের গলনাংক ও স্ফুটনাংক খুবই নিম্ন। একই গ্রুপের

নিচের দিকে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে মৌলগুলোর মধ্যে দুর্বল আন্তঃআণবিক শক্তির (ভ্যান ডার ওয়ালস শক্তি) মান বৃদ্ধি পায়; ফলে এদের গলনাংক ও স্ফুটনাংকের মানও ক্রমশ বৃদ্ধি পায়। সব মৌলের মধ্যে হিলিয়ামের স্ফুটনাংক সবচেয়ে নিম্ন এবং এ মান মাত্র 4K । হিলিয়ামের গলনাংক 2K এবং এ তাপমাত্রায় এটি একটি সুপারফ্লুইড (superfluid)। সব পদার্থের মধ্যে তরল হিলিয়ামকেই সর্বনিম্ন তাপমাত্রায় পাওয়া যায়। এটি মাধ্যমের নিয়মকে আপাতত অমান্য করে পাত্রের গা বেয়ে উপরে উঠে বাহিরে চলে যেতে পারে। প্রতি সূক্ষ্ম ছিদ্র যার মধ্য দিয়ে স্বাভাবিক গ্যাসসমূহ বের হয়ে আসতে পারে না, তার মধ্য দিয়েও তরল হিলিয়াম বের হয়ে আসতে পারে। এর তাপ পরিবহন ক্ষমতা সাধারণ তাপমাত্রায় বারের তাপ পরিবহন ক্ষমতার প্রায় এক হাজার গুণ বেশি।

গ্যাসের গতি তত্ত্বে আদর্শ গ্যাসের বে গুণাবলির কথা বলা হয়েছে। একমাত্র হিলিয়াম গ্যাস তার প্রায় কাছাকাছি আচরণ করে।

নিম্ন চাপে নিয়ম গ্যাসে বিদ্যুৎকরণ ঘটালে লাল আলো পাওয়া যায়। একইভাবে ক্রিপটন থেকে সবুজ আলো পাওয়া যায়।

মহান গ্যাসসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাস অত্যন্ত সুস্থিত। ফলে এদের পরমাণু হতে ইলেকট্রন অপসারণ করতে প্রচুর শক্তির প্রয়োজন হয়। এ কারণে মহান গ্যাসগুলোর আয়নিকরণ শক্তি একই পর্যায়ে অবস্থিত অন্য মৌলগুলোর আয়নিকরণ শক্তি হতে অনেক বেশি। একই শ্রেণীর মৌলগুলোর উপর থেকে নিচের দিকে অগ্রসর হলে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে এ মান ক্রমশ কমে থাকে। এর কারণ উপর থেকে নিচের দিকে গমন করলে ইলেকট্রনের শক্তিস্তর সংখ্যা বেড়ে যায়, ফলে পরমাণুর আকার বেড়ে যায়। এর ফলে ইলেকট্রন মুক্ত করতে কম শক্তির প্রয়োজন হয়।

পরমাণুগুলো একত্রে কঠিন অবস্থায় যে বল দ্বারা আবদ্ধ থাকে তার মন হলো বাষ্পীকরণ শক্তি। মহান গ্যাস মৌলগুলোর মধ্যে কেবল দুর্বল ভ্যান ডার ওয়ালস বল হ'ল। অন্য কোনে বলা না থাকায় এ বাষ্পীভবন শক্তির মান খুবই কম। গ্রুপের নিচের দিকে অগ্রসর হলে মৌলগুলোর ইলেকট্রন সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে এদের মেরুকরণ (polarization) বৃদ্ধি পায়। ফলে আন্তঃআণবিক বল (ভ্যান ডার ওয়ালস শক্তি)—ও বৃদ্ধি পায়। এ কারণে একই গ্রুপের নিচের দিকে অগ্রসর হলে মহান গ্যাসসমূহের বাষ্পীকরণ তাপের মান বৃদ্ধি পায়।

৯.৩ সারণিতে মহান গ্যাসসমূহের কতিপয় ভৌত ধর্ম দেখানো হয়েছে।

সারণি ৯.৩ : মহান গ্যাসসমূহের কতিপয় ভৌত ধর্ম।

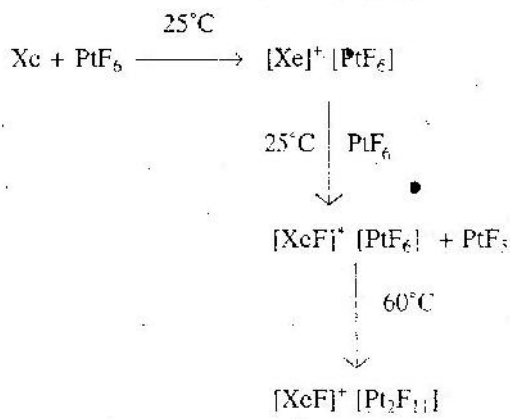
মৌল	প্রথম আয়নিকরণ শক্তি (kJ mol^{-1})	বাষ্পীকরণ তাপ (kJ mol^{-1})	গলনাংক ($^{\circ}\text{C}$)	স্ফুটনাংক ($^{\circ}\text{C}$)	পারমাণবিক ব্যাসার্ধ (\AA)
He	2372	0.08	-271	-269	1.20
Ne	2080	1.7	-248.6	-246.0	1.60
Ar	1521	6.5	-189.4	-186.0	1.91
Kr	1351	9.1	-157.2	-153.6	2.00
Xe	1170	12.7	-111.8	-108.1	2.20
Rn	1037	18.1	-71	-62	—

মহান গ্যাসসমূহের রাসায়নিক ধর্ম (Chemical properties of noble gases)

পূর্বে উল্লিখিত মহান গ্যাসসমূহকে তাদের বিশেষ সুস্থিত ইলেকট্রন বিন্যাসের কারণে নিষ্ক্রিয় বলে মনে করা হত। বর্তমানে জানা গিয়েছে এরা সম্পূর্ণভাবে নিষ্ক্রিয় নয়। ১৯৬২ সালের পূর্বে মহান গ্যাসসমূহের যৌগ গঠনের একমাত্র প্রমাণ ছিল উচ্চ শক্তিসম্পন্ন ডিসচার্জ টিউব (discharge tube) এর মধ্যে কিছু অণুবীক আয়ন যেমন He⁺, HeH⁺ এবং Ar⁺ সৃষ্টি। এরা অত্যন্ত তীব্র হই এবং কেবল বর্ণালীমিতিক পরীক্ষাতে এদের অস্তিত্ব প্রমাণ করা যায়। চার্জহীন অণু যেমন H₂, H₂O, H₂O₂ গঠিত হইত না। তবে মহান গ্যাসসমূহের ক্রমাগত যৌগগুলো জানা ছিল। কিন্তু এরা প্রকৃতপক্ষে মহান গ্যাসের কোনো রাসায়নিক যৌগ নয়। ১৯৬২ সালে মহান গ্যাসের প্রথম যৌগ Xe [PtF₆]⁻ প্রস্তুত করা হয়, বিজ্ঞানী বারলেট এটি তৈরি করেন। বর্তমানে জেননের বেশ কিছু যৌগ এবং ক্রিপটনের অল্প কয়েকটি যৌগ প্রস্তুত করা সম্ভব হয়েছে।

জেননের যৌগসমূহ (Compounds of xenon)

অতি সক্রিয় গ্যাস PtF₆ এর সাথে অক্সিজেনের বিক্রিয়া করে বারলেট (Bartlett) একটি কেন্দ্রীয় কঠিন পদার্থ [O₂]⁺[PtF₆]⁻ প্রস্তুত করেন। যেহেতু Xe এর আয়নীকরণ শক্তি (Xe → Xe⁺ + e⁻, 1170 kJ mol⁻¹) এবং O₂ এর আয়নীকরণ শক্তি (O₂ → O₂⁺ + e⁻, 1165 kJ mol⁻¹) প্রায় সমান, বারলেট ধারণা করেন Xe এবং PtF₆ এর মধ্যেও অনুরূপ একটি বিক্রিয়া ঘটিত পারে। ১৯৬২ সালে তিনি জেননের প্রথম যৌগটি প্রস্তুত করতে সক্ষম হন। এটি একটি লাল রঙের কঠিন কেন্দ্রীয় যৌগ যাকে প্রথমে [Xe]⁺[PtF₆]⁻ বলে মনে করা হয়েছিল। বর্তমানে জানা গিয়েছে এর গঠন আরো জটিল। এটি প্রকৃতপক্ষে [XeF]⁺[Pt₂F₁₁]⁻।



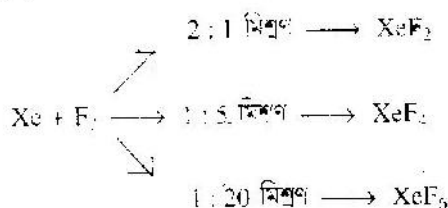
বর্তমানে Xe এর সাথে F এবং O এর ঐকনযুক্ত অনেকগুলো যৌগ এবং Xe-N বন্ধনযুক্ত একটি যৌগ প্রস্তুত করা সম্ভব হয়েছে, কিন্তু জেননের সাথে অন্য কোনো মৌলের বন্ধনযুক্ত কোনো যৌগ প্রস্তুত করা যায় নাহি। ক্রিপটনেরও কয়েকটি যৌগ প্রস্তুত করা হয়েছে, কিন্তু রেডনের যৌগ গঠন সম্ভব বলে মনে হলেও তেজস্ক্রিয় রেডনের অর্ধায়ু অত্যন্ত কম হওয়ায় এটি নিয়ে বিক্রিয়া করা প্রায় অসম্ভব। জেনন কেবল ফ্লোরিনের সাথে সরাসরি বিক্রিয়া করে, ফ্লোরাইডগুলো থেকে অক্সিজেন যৌগগুলো প্রস্তুত করা যায়। কিছু কিছু যৌগ খুবই সুস্থিত এবং এদেরকে প্রচুর পরিমাণে প্রস্তুত করা যায়। ৯.৪ সারণিতে জেননের কয়েকটি উল্লেখযোগ্য যৌগ এবং তাদের ধর্ম উল্লেখ করা হয়েছে।

সারণি ৯.৪ : কয়েকটি উল্লেখযোগ্য ফ্লোরিন যৌগ।

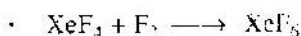
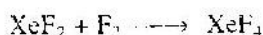
ক্রম সংখ্যা	যৌগ	ভৌত অবস্থা	দ্রবনাংক, (°C)	গাঠনিক কাঠামো	মন্তব্য
II	XeF ₂	বর্ণহীন কেলাস	129	সরলরৈখিক	আবিশ্রুতি হলে Xe + O ₂ গঠন করে; HF(l)-এ অত্যন্ত দ্রবণীয়
IV	XeF ₄	বর্ণহীন কেলাস	117	বর্গাকৃতির	সুস্থিত
VI	XeF ₆	বর্ণহীন কেলাস	49.6	অত্যন্ত জটিল	সুস্থিত
	Cs ₂ XeF ₇	হালুদ কঠিন পদার্থ	—	—	400°C তাপমাত্রায় পর্যন্ত সুস্থিত
	XeOF ₄	বর্ণহীন তরল	-46	বর্গ পিরামিডীয়	সুস্থিত
	XeO ₂ F ₂	বর্ণহীন কেলাস	31	—	সুস্থিত
	XeO ₃	বর্ণহীন কেলাস	—	পিরামিডীয়	বিস্ফোরক, পার্মিশেসক; দ্রবণে সুস্থিত।
VIII	XeO ₄	বর্ণহীন গ্যাস	35.9	চতুস্তলকীয়	বিস্ফোরক
	XeO _n ⁺	বর্ণহীন লবণ	—	অষ্টতলকীয়	অ্যানায়নসমূহ HXeO ₄ ⁻ H ₂ XeO ₆ ²⁻ H ₃ XeO ₇ ³⁻ গঠিত হয়

ফ্লোরাইডসমূহ (Fluorides)

একটি আবদ্ধ নিকেল পাত্রে ফ্লোরিন এবং ফ্লোরিন গ্যাসের মিশ্রণকে 400°C তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করলে গ্যাস দুটি যুক্ত হয়ে ফ্লোরাইড যৌগ গঠন করে, Xe : F₂ অনুপাতের উপর নির্ভর করে বিভিন্ন যৌগ গঠিত হয়।



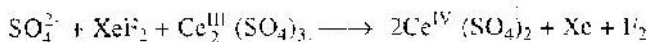
XeF₂, XeF₄ এবং XeF₆ সবগুলো যৌগই বর্ণহীন কেলাসী কঠিন পদার্থ। এদেরকে নিম্ন তাপে বন্ধ তাপমাত্রায় উচ্চ পাত্তিত করা যায় এবং নিকেল বা মোলেন পাত্রে দীর্ঘ কালের জন্য সংরক্ষণ করা যায়। নিম্নতর ফ্লোরাইডগুলোকে ফ্লোরিনসমূহ উচ্চ তাপে উত্তপ্ত করলে উচ্চ তাপে ফ্লোরাইড পাওয়া যায়।



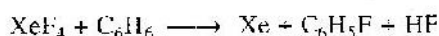
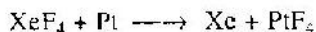
সবগুলো ফ্লোরাইড যৌগ শক্তিশালী জারক পদার্থ এবং ফ্লোরিন সরবরাহকারী বিকারক। এরা হাইড্রোজনের সাথে গিচের মতো বিক্রিয়া করে :



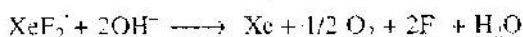
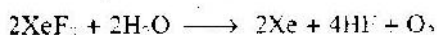
এর Cl⁻ কে জারিত করে Cl₂, F⁻ কে জারিত করে I₂ এবং Ce(III) কে জারিত করে Ce(IV) গঠন করে :



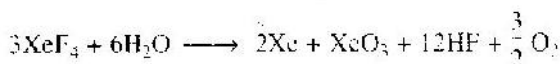
এর ফ্লোরিন সরবরাহ করতে পারে :



পানির প্রতি ফ্লোরাইডগুলোর সক্রিয়তা পৃথক। XeF₂ পানিতে দ্রবীভূত হয়, কিন্তু দীর্ঘ গতিতে অদ্রবীভূত হয়। ফার দ্রবণের সাথে আর্দ্রবিশ্লেষণ বিক্রিয়া রূপ ঘটে



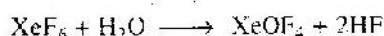
XeF₂ পানির সাথে প্রবল তেজে বিক্রিয়া করে এবং XeO₃ গঠিত হয়।



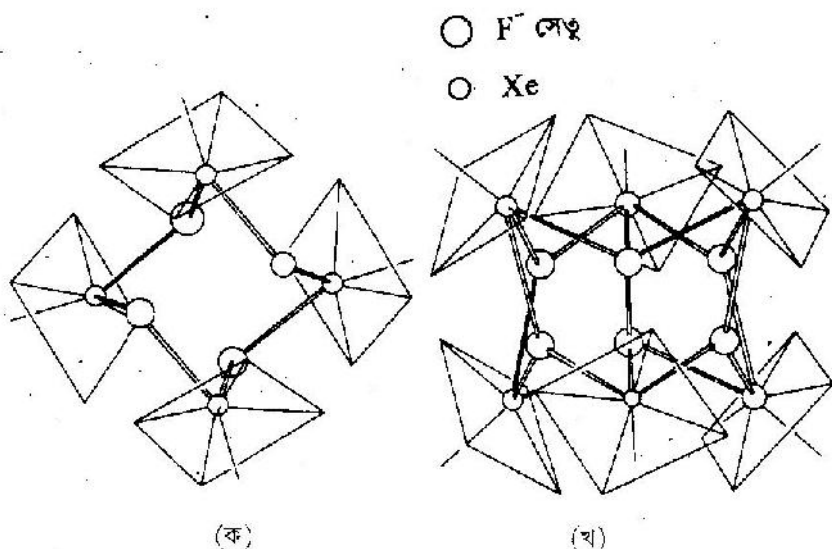
XeF₆ যৌগটিও পানির সাথে প্রবল তেজে বিক্রিয়া করে, কিন্তু বাতাসে উপস্থিত দ্রবীভূত বাষ্প দ্বারা দীর্ঘ অর্ধবিশ্লেষিত হয়ে অতি বিস্ফোরক কঠিন পদার্থ XeO₃ গঠন করে।



অতি সামান্য পরিমাণ পানির সাথে বিক্রিয়া করে এটি আংশিকভাবে আর্দ্রবিশ্লেষিত হয় এবং একটি বসন্ত তরল জেনন অক্সোফ্লোরাইড গঠিত হয় : XeF₆ সিলিকা অথবা কাচের সাথে বিক্রিয়া করেও একই যৌগ গঠন করে।



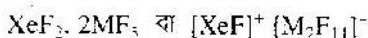
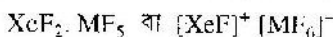
XeF_6 এর বর্ণহীন কেলসে টেট্রামার (tetramer) এবং হেক্সামার (hexamer) উভয়ই উপস্থিত থাকে। অপ্রতিসম এবং ঝাঁক F^- সেতুর মাধ্যমে XeF_5^+ এককগুলো যুক্ত হয়ে টেট্রামার এবং হেক্সামার গঠিত হয় (চিত্র ৯.১)। তরল এবং গ্যাসীয় অবস্থায় XeF_6 এর মনেমার জন্ম পাওয়া যায় Xe পরমাণুতে এক জেডা নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন উপস্থিত থাকার কারণে এর আকৃতি বিকৃত অষ্টতলকীয় হয়।



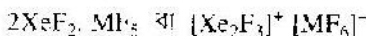
চিত্র ৯.১ : XeF_6 এর কেলসের গঠন: (ক) টেট্রামার, (খ) হেক্সামার

জেনন ফ্লোরাইড জটিলসমূহ (Xenon fluoride complexes)

XeF_2 একটি ফ্লোরাইড দাতা বিকারক হিসেবে কাজ করে এবং বিভিন্ন সমযোজী পেন্টাফ্লোরাইড — যেমন PF_5 , AsF_5 , SbF_5 এবং অবস্থান্তর ধাতুর ফ্লোরাইড NbF_5 , TaF_5 , RuF_5 , OsF_5 , RhF_5 , IrF_5 ও PtF_5 —এর সাথে জটিল বেঁধে গঠন করে। এরূপ যৌগগুলো তিন প্রকার হয় :

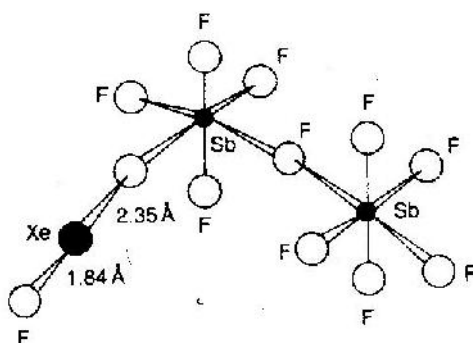


এবং



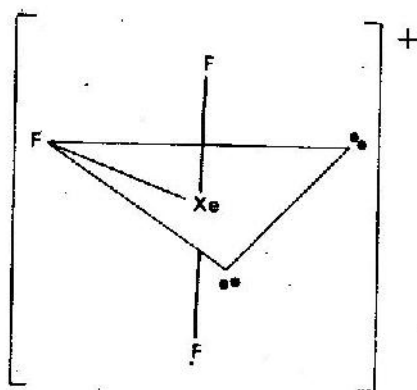
কঠিন অবস্থায় কয়েকটি XeF_2 জটিলের গঠন নির্ণয় করা হয়েছে। $\text{XeF}_2 \cdot 2\text{SbF}_5$ জটিলে (চিত্র ৯.২) দুটি $\text{Xe}-\text{F}$ দূরত্ব (1.84 Å এবং 2.35 Å) অত্যন্ত পৃথক মানের। এ থেকে যৌগটির গঠন $[\text{XeF}]^+ [\text{Sb}_2\text{F}_{11}]^-$ মনে করা হয়। কিন্তু $\text{Xe}-\text{F}$ দূরত্বের 2.35 Å মান বন্ধনহীন ত্যান ডব ওয়ানস দূরত্ব 3.50 Å থেকে অনেক কম। অতএব মনে করা যায়, দুটি $\text{Xe}-\text{F}$ দূরত্বের মধ্যে

একটি সাধারণ সমযোজী দূরত্ব এবং অপবাটি স্বেত বন্ধন যুক্ত $Xe-1^+$ পূর্বদ। বাক্তবে জটিলটির গঠন একটি অয়নিক কাঠামো এবং একটি সমযোজী সেতুবন্ধন যুক্ত কাঠামোর মাঝামাঝি ধরনের।



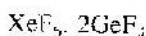
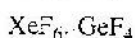
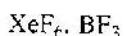
চিত্র ৯.২ : $XeF_2 \cdot 2SbF_5$ জটিলের গঠনিক কাঠামো।

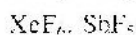
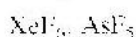
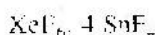
XeF_4 অল্প কয়েকটি জটিল গঠন করে, এরা সাধারণত PF_5 , AsF_5 এবং SbF_5 এর সাথে গঠিত হয়। একটি জটিলের উদাহরণ হলো $XeF_4 \cdot 2SbF_5$ বা $[XeF_4]^+ [Sb_2F_{11}]^-$, এখানে কাটায়নটির গঠন ClF_3 এর মতো T আকৃতির (চিত্র ৯.৩)।



চিত্র ৯.৩ : $[XeF_4]^+$ আয়নের আকৃতি।

XeF_6 একটি T_h দাঁড়া বিকারক হিসেবে নিম্নলিখিত বিভিন্ন জটিল যৌগ গঠন করে :

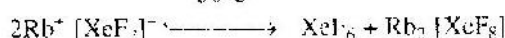


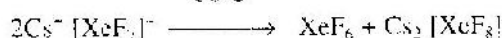


XeF_6 একটি F^- গুঁইতা হিসেবেও জটিল গঠন করতে পারে। RbF এবং CsF এর সাথে এটি নিম্নলিখিত বিক্রিয়া দুটি দেয় :



উত্তপ্ত করলে $[\text{XeF}_7]^-$ আয়ন নিচের মতো বিক্রিয়া করে :

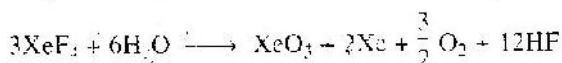
$$50^\circ\text{C}$$


$$50^\circ\text{C}$$


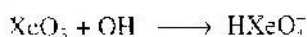
ফ্লুরিডিয়াম এবং সিজিয়াম অক্টাফ্লোহেপ্টাফ্লোজেননের সর্বোচ্চ স্থিতি যৌগগুলোর অন্যতম। কেবল 400°C তাপমাত্রার উর্ধ্বে উত্তপ্ত করলে এরা বিয়োজিত হয়।

জেনন-অক্সিজেন বন্ধনযুক্ত যৌগসমূহ (Xenon-oxygen bonded compounds)

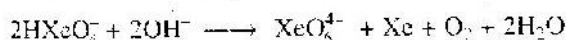
XeF_4 এবং XeF_6 যৌগ দুটির আর্দ্রবিশ্লেষণের ফলে জেনন ট্রাইঅক্সাইড XeO_3 পাওয়া যায়।



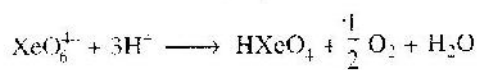
XeO_3 পানিতে দ্রবণীয় এবং দ্রবণটি স্থিতিশীল। পানি বাষ্পীভূত করে XeO_3 এর বর্ণহীন কেলাস পাওয়া যায়। এটি একটি বিশেষভাবে পদার্থ। আর দ্রবণের সাথে বিক্রিয়া করে এটি একটি জিনেট (VI) আয়ন (HXeO_4^-) সৃষ্টি করে।



HXeO_4^- আয়নটি আর দ্রবণে ধীরে ধীরে অসামঞ্জস্যীকরণ বিক্রিয়া (disproportionation reaction) করে একটি পারজিনেট আয়ন XeO_6^{4-} গঠন করে।

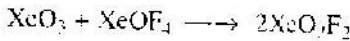
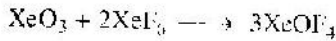


পারজিনেট আয়নের রং হলুদ এবং এটি একটি শক্তিশালী জারক পদার্থ। গদ্রবণীয় লবণ হিসেবে $\text{Na}_4\text{XeO}_6 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ এবং Ba_4XeO_6 অধঃক্ষিপ্ত করা যায়। জলীয় দ্রবণে এদের উপস্থিতিতে পারজিনেট আয়ন দ্রুত বিজারিত হয়ে HXeO_4^- আয়নে পরিণত হয়।



বরফের পারক্লিনেটকে গাঢ় সলফিউরিক এসিডসহ উত্তপ্ত করলে একটি বিশ্ফারক এবং অস্থিত গ্যাস হিসেবে জেনন টেট্রাফ্লোরাইড XeO_4 গঠিত হয়।

XeO_3 এর সাথে XeF_6 বিক্রিয়া করে জেনন অক্সোপেপ্তাফ্লোরাইড XeO_3F_4 গঠন করে। অবার XeO_3 এবং $XeOF_4$ বিক্রিয়া করে জেনন ডাইঅক্সোডাইফ্লোরাইড XeO_2F_2 গঠন করে:



অন্য মহান গ্যাসের যৌগসমূহ (Other noble gas compounds)

ব্রহ্মের জেনন থেকেও বেশি সংখ্যক যৌগ গঠন করার কথা, কিন্তু তেজস্ক্রিয় মৌল হওয়ায় এবং অর্ধশুষ্ক অত্যন্ত কম হওয়ায় এর সাথে কোনো বিত্বুর বিক্রিয়া করে উৎপন্ন পদার্থ পরীক্ষা করার সুযোগ অত্যন্ত কম। ফ্লোরিনের সাথে বিক্রিয়া করে এটি সম্ভবত RnF_2 যৌগ গঠন করে।

অন্য মহান গ্যাসগুলোর আয়নীকরণ শক্তি জেননের আয়নীকরণ শক্তি অপেক্ষা উচ্চ। এজন্য এদের সক্রিয়তা অত্যন্ত কম। স্বাভাবিক কারণেই এদের যৌগগুলো জেননের অনুরূপ যৌগের তুলনায় কম সুস্থিত। $-180^\circ C$ তাপমাত্রায় এবং নিম্ন চাপে Kr ও F_2 গ্যাসের মিশ্রণের মধ্যে তড়িৎ ডিসচার্জ (electric discharge) ঘটালে ক্রিপটন ডাইফ্লোরাইড (KrF_2) যৌগ গঠিত হয়। এটি একটি উদ্বায়ী কঠিন পদার্থ এবং XeF_2 এর মতো এর অণুও সরল রৈখিক আকৃতিবিশিষ্ট। কিন্তু এর সুস্থিতি অত্যন্ত কম। সাধারণ তাপমাত্রায় এটি বিয়োজিত হয়ে Kr এবং F_2 গঠন করে।



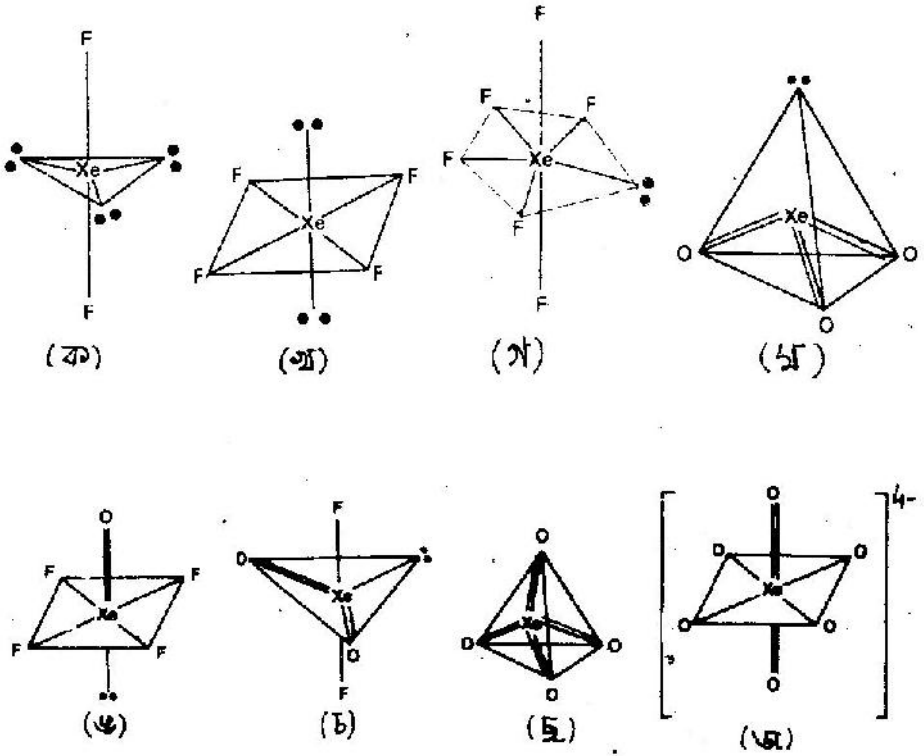
ক্রিপটন ডাইফ্লোরাইড অ্যান্টিমনি পেন্টাফ্লোরাইডের সাথে বিক্রিয়া করে $[KrF]^+ [Sb_2F_{11}]^-$ এবং $[Kr_2F_3]^+ [SbF_6]^-$ যৌগ দুটি গঠন করে।

কর্বনের সাথে মহান গ্যাসের বন্ধনযুক্ত কেবল একটি যৌগ প্রস্তুত করা সম্ভব হয়েছে। এটি হলো $Xe (CF_3)_2$ । XeF_2 এর সাথে CF_3 রেডিক্যাল বিক্রিয়া করে এটি গঠন করে। সাধারণ তাপমাত্রায় এটি সহজেই বিয়োজিত হয়।

জেননের যৌগসমূহের গাঠনিক কাঠামো (Structures of the xenon compounds)

জেননের যৌগসমূহের গাঠনিক কাঠামো যোজনী স্তর ইলেকট্রন জোড় বিকর্ষণ তত্ত্ব (valence shell electron pair repulsion theory) প্রয়োগ করে সহজেই ব্যাখ্যা করা যায়। ৯.৪ চিত্রে কয়েকটি জেনন যৌগের আকৃতি দেখানো হয়েছে।

XeF_2 একটি সরল রৈখিক অণু (চিত্র ৯.৪ক), XeF_4 এর আকৃতি সমতল বর্গাকার (চিত্র ৯.৪খ), গ্যাসীয় অবস্থায় XeF_6 অণুর আকৃতি বিকৃত অষ্টতলকীয় (চিত্র ৯.৪গ), XeO_3 অণুর আকৃতি পিরামিডের মতো (চিত্র ৯.৪ঘ), $XeOF_4$ অণু একটি বর্গাকৃতির পিরামিডের মতো (চিত্র ৯.৪ঙ), XeO_2F_2 এর আকৃতি বিকৃত চতুস্তলকীয় (চিত্র ৯.৪ব), XeO_4 এর আকৃতি সুস্থ চতুস্তলকীয় (চিত্র ৯.৪ছ), এবং $[XeO_6]^{2+}$ আয়নের আকৃতি সুস্থ অষ্টতলকীয় (চিত্র ৯.৪জ)।



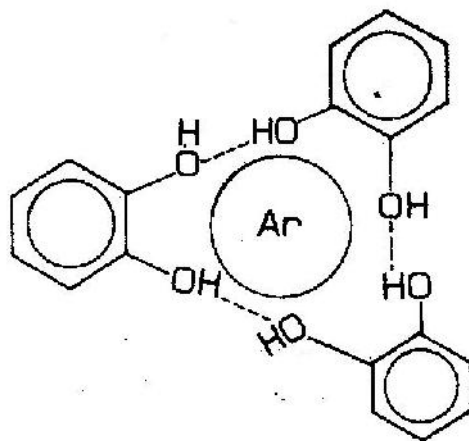
চিত্র ৯.৪ : কয়েকটি জেনন যৌগের আকৃতি।

উল্লেখ করা প্রয়োজন যে, অণুর প্রাথমিক কাঠামো নির্ণয় পাই বন্ধন গঠনকারী ইলেকট্রন জোড়াগুলো কোনে ভূমিকা রাখে না। অতএব প্রাথমিক কাঠামো নির্ণয় করার সময় মোট ইলেকট্রন জোড়াগুলোর সংখ্যা থেকে পাই বন্ধন গঠনে ব্যবহৃত ইলেকট্রন জোড়াগুলোর সংখ্যা বাদ দিয়ে আকৃতি নির্ণয়ে ভূমিকা পালনকারী σ ইলেকট্রন জোড়াগুলোর সংখ্যা হিসাব করতে হয়। উদাহরণ হিসেবে XeO_2F_2 যৌগে অক্সিজেন পরমাণু দুটি জেননের সাথে সিগমা এবং পাথ উভয় বন্ধনে যুক্ত থাকে। Xe এর যোজনী স্তরে সর্বমোট 14টি ইলেকট্রন থাকে (Xe থেকে 8টি, দুটি F পরমাণু থেকে 2টি এবং দুটি অক্সিজেন পরমাণু থেকে 4টি), দুটি পাই বন্ধন গঠনে ব্যবহৃত 4টি ইলেকট্রন বাদ দিয়ে সিগমা বন্ধন গঠনের জন্য সর্বমোট 10টি অর্থাৎ পাঁচ জোড়া ইলেকট্রন অবশিষ্ট থাকে। এরা একটি ত্রিকোণী দ্বি-পিরামিডের পাঁচটি কৌণিক বিন্দু বরাবর অবস্থিত হয়। ফলে XeO_2F_2 অণুর আকৃতি ত্রিকোণী দ্বি-পিরামিডের মতো হয় বা একটি নিরক্ষীয় অবস্থানে একজোড়া নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন অবস্থান করে।

মহান গ্যাসের ক্লাথরেট যৌগসমূহ (Clathrate compounds of noble gases)

মহান গ্যাসের ক্লাথরেট যৌগসমূহ খুবই সুপরিচিত। কিন্তু এরা মহান গ্যাসের কোনো রাসায়নিক যৌগ নয়। কিছু যৌগের কোষের জালকের কাঁকা স্থানে মহান গ্যাসগুলো অটিকা পড়ে। কেলসেসের

কঁক স্থানে আটকা পড়ালও এরা সাধারণ যৌগের মতো কোনো সমযোজী বা আয়নিক বন্ধন গঠন করে না। তাপ প্রয়োগে অথবা দ্রবণে আটকা পড়া অণুগুলো মুক্ত হয়। এরূপ যৌগকে ক্ল্যাথরেট যৌগ বলে। যেমন অর্গন, ক্রিপটন এবং জেনন কুইনোলের সাথে ক্ল্যাথরেট যৌগ গঠন করে। হিলিয়াম এবং নিয়ন কোনো ক্ল্যাথরেট যৌগ গঠন করে না। কারণ এদের আকার এতোট ছোট যে, এরা সহজেই কেলসের কাঁকা স্থান থেকে বেরিয়ে আসতে পারে। প্রকৃত অর্থে ক্ল্যাথরেটগুলো কোনো বিশুদ্ধ রাসায়নিক যৌগ নয়। ৯.৫ চিত্রে একটি অর্গন ক্ল্যাথরেট যৌগের গঠন দেখানো হয়েছে।



চিত্র ৯.৫ : কুইনোলের সাথে অর্গনের ক্ল্যাথরেট যৌগ।

মহান গ্যাস অর্গন, ক্রিপটন এবং জেননকে নিম্ন তাপমাত্রায় এবং উচ্চ চাপে পানির সাথে সংকুচিত করলে এদের হাইড্রেট পাওয়া যায়। হাইড্রেটগুলোতে প্রতিটি মহান গ্যাস পরমাণু ছয়টি পানির অণুর মধ্যে আটকা পড়ে, উদাহরণ, $Xe, 6H_2O$ । পানির অণুগুলো হাইড্রোজেন বন্ধন দ্বারা যুক্ত হয়ে একটি খাঁচা সৃষ্টি করে যার কাঁকা স্থানে মহান গ্যাস পরমাণু আবদ্ধ থাকে। অতএব এ হাইড্রেটগুলোও ক্ল্যাথরেট যৌগ।

মহান গ্যাসসমূহের ব্যবহার (Uses of the noble gases)

হিলিয়াম (Helium)

হাওয়াই জাহাজ, বেলুন এবং উডোজাহাজে হিলিয়াম ব্যবহার করা হয়। বাতাস থেকে হালকা হওয়ায় এটি বাতাসে ভেসে থাকতে সাহায্য করে।

ডুবুরিয়া বাতাসের পরিবর্তে অক্সিজেন এবং হিলিয়াম গ্যাসের মিশ্রণ শ্বসকার্যের জন্য ব্যবহার করেন। যদি বাতাস ব্যবহার করা হয় তাহলে সমুদ্রের গভীরে উচ্চ চাপে রক্তের মধ্যে নাইট্রোজেন দ্রবীভূত হয় এবং সমুদ্রপৃষ্ঠে ভেসে উঠার সাথে সাথে রক্ত থেকে বুদ্ধবুদ্ধ আকারে নাইট্রোজেন গ্যাস বের হয়ে আসে যা প্রচণ্ড বেদনার সৃষ্টি করে।

বৈজ্ঞানিক বস্তুপতিতে যেখানে অতি নিম্ন তাপমাত্রা প্রয়োজন সেখানে তরল হিলিয়াম ব্যবহার করা হয়। আলোহরের কাজে যেখানে নিষ্ক্রিয় আবহাওয়া-প্রয়োজন সেখানে হিলিয়াম গ্যাস ব্যবহার করা হয়।

নিয়ন (Neon)

নিয়ন বাতি এবং বিজ্ঞাপনের আলোর জন্য নিয়ন গ্যাস ব্যবহার করা হয়। নিম্ন চাপে নিয়ন গ্যাসের মধ্যে বিদ্যুৎ প্রবাহ চালালে গ্যাসটি হলুদে উঠে এবং উজ্জ্বল আলো দেয়। এ আলো ঘন ক্যাথোডের মধ্যেও দেখা যায়। এজন্য তড়িৎজাহাজকে উচ্চ পর্বত থেকে সতর্ক করার জন্য গিরিচূড়ার নিয়ন আলোর সংকেত দেখানো হয়।

নিয়ন গ্যাসের সাথে আর্গন এবং প্যারদ বাষ্প মিশিয়ে নিয়ন আলোর রং পরিবর্তন করা যায়। এজন্য বিভিন্ন রঙের বাতি এবং ফ্লুরোসেন্ট টিউবে (fluorescent tube) নিয়ন গ্যাস ব্যবহার করা হয়। আজকাল বিজ্ঞাপনের কাজে এরূপ আলো ব্যাপকভাবে ব্যবহৃত হচ্ছে।

আর্গন (Argon)

বিদ্যুৎ বাত্ব ফিলামেন্টের তাপের জারণ প্রতিহত করার জন্য বাত্বগুলো আর্গন গ্যাস দ্বারা পূর্ণ করা হয়। ল্যাবরেটরিতে বিভিন্ন বিক্রিয়া নিষ্ক্রিয় আবহাওয়া ঘটানোর জন্য আর্গন গ্যাস ব্যবহার করা হয়। ত্রৈজিক্রিয়তা পরিমাপের জন্য ব্যবহৃত জাইগার কাউন্টার (Geiger counter)-এ আর্গন গ্যাস ব্যবহার করা হয়।

জেনন (Xenon)

ফটোগ্রাফিক ফ্লাশ টিউবে অতি উজ্জ্বল আলো সৃষ্টি করার জন্য জেনন গ্যাস ব্যবহার করা হয়।

ক্রিপটন (krypton)

বৈদ্যুতিক আলোর টিউবে নিয়নের সাথে ক্রিপটন গ্যাস মিশ্রিত করে নীল আলো সৃষ্টি করা হয়। কসমিক রশ্মি বা মহাজাগতিক রশ্মির পরিমাণ নির্ণয়ের জন্য ব্যবহৃত আয়নীকরণ চেম্বারে (ionization chamber) ক্রিপটন গ্যাস ব্যবহার করা হয়।

রেডন (Radon)

এটি একটি ত্রৈজিক্রিয় মৌল যা আলফা কণা বিকিরণ করে। ক্যান্সার চিকিৎসায় রেডিওথেরাপি (radiotherapy) দেওয়ার জন্য রেডন গ্যাস ব্যবহার করা হয়।

রাসায়নিক বন্ধন ব্যাখ্যায় মহান গ্যাসের ভূমিকা (Significance of noble gases for the explanation of chemical bonds)

মৌলের সক্রিয়তা এবং রাসায়নিক বন্ধন বুঝার জন্য মহান গ্যাসসমূহ গুরুত্বপূর্ণ ভূমিকা পালন করে। এ গ্যাসগুলোর পরমাণুর শেষ শক্তিস্তরটি ইলেকট্রন দ্বারা পরিপূর্ণ এবং এরূপ ইলেকট্রন বিন্যাসই মহান গ্যাস মৌলসমূহের অসামর্থন সৃষ্টিতে প্রদান করে। অন্য মৌলগুলোর মহান গ্যাসের মতো স্তব্ধ ইলেকট্রন বিন্যাস নেই। সৃষ্টিতে অর্জনের জন্য তারা তাদের ইলেকট্রন বিন্যাস

পরিবেশ করে মহান গ্যাসের অনুরূপ ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করতে চায়। এটিই মৌলসমূহের সক্রিয়তার কারণ। মহান গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করার জন্য ধাতব মৌলগুলো ইলেকট্রন বর্জন করে হ্রাসত্বক আয়নে পরিণত হয় এবং অধাতব মৌলগুলো সুযোগ অনুসারে কখনো ইলেকট্রন গ্রহণ করে ঋণাত্বক আয়নে পরিণত হয় এবং কখনো উপর একটি একজাতীয় অধ্বা-
 ত্বক পরমাণুর সাথে ইলেকট্রন শেয়ার করে। এভাবেই যৌগ বা মৌলের অণু গঠিত হয়। সহজভাবে বলা যায়, বিভিন্ন পরমাণু মহান গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জনের জন্যই রাসায়নিক বন্ধন গঠন করে।

উপরে বর্ণিত সহজ ধারণাটির যদিও অনেক ব্যতিক্রম রয়েছে, তবুও প্রাথমিকভাবে রাসায়নিক বন্ধন বুঝার জন্য এ ধারণাটি গুরুত্বপূর্ণ। মূলত এ ধারণার উপর নির্ভর করে কসেল, ল্যান্ডমুইর এবং লুইস রাসায়নিক বন্ধনের ইলেকট্রনীয় তত্ত্ব প্রস্তাব করেন।

প্রশ্নমালা

১. মহান গ্যাসগুলোর নাম লিখ এবং তাদের ইলেকট্রন বিন্যাস দেখাও। এদের এত নিষ্ক্রিয় হবার কারণ কি?
২. পর্যায় সারণিতে মহান গ্যাসগুলোর অবস্থান আলোচনা কর।
৩. মহান গ্যাসগুলোর ক্ষেত্রে নিম্নলিখিত ধর্মগুলো কিভাবে পরিবর্তিত হয় তা কারণসহ আলোচনা কর :
 ক) গলনাঙ্ক ; (খ) স্ফুটনাঙ্ক ; (গ) পারমাণবিক ব্যাসার্ধ ; (ঘ) বাষ্পীভবন তাপ ;
 ঙ প্রথম আয়নীকরণ শক্তি।
৪. মহান গ্যাসগুলোর প্রধান উৎসগুলো উল্লেখ কর। গ্যাসগুলোর আবিষ্কার সম্পর্কে সংক্ষিপ্ত আলোচনা কর।
৫. মহান গ্যাসগুলোর ভৌতধর্ম সংক্ষেপে আলোচনা কর।
৬. মহান গ্যাসগুলোর ব্যবহার সম্পর্কে একটি কাতিদীর্ঘ রচনা লিখ।
৭. ক্লোরোটে যৌগ কি? আর্গন, ক্রিপটন এবং জেনন ক্লোরোটে যৌগ গঠন করে, কিন্তু হিলিয়াম ও নিয়ন কোনো ক্লোরোটে যৌগ গঠন করে না কেন? মহান গ্যাসের একটি ক্লোরোটে যৌগের উদাহরণ দাও।
৮. মহান গ্যাসের পাঁচটি রাসায়নিক যৌগের উদাহরণ দাও এবং এগুলো প্রস্তুতির বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও।
৯. প্রথম আবিষ্কৃত মহান গ্যাস যৌগটি কি? এটি কিভাবে প্রস্তুত করা যায় তা সমীকরণসহ দেখাও।
১০. রাসায়নিক বন্ধন ব্যতীয়া মহান গ্যাসগুলোর ভূমিকা আলোচনা কর।
১১. XeF_4 যৌগটি কিভাবে প্রস্তুত করা যায়? নিচের বিকারকগুলোর সাথে XeF_4 এর বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও :
 H_2 , F_2 , KI , HCl , SF_6 , C_6H_6 , H_2O , Pt
 XeF_4 যৌগটির গঠনিক কাঠামো ব্যাখ্যা কর।

১২। গ্যাসীয় এবং কঠিন অবস্থায় XeF_6 যৌগটির গাঠনিক কাঠামো একে দেখাও। এটি কিভাবে প্রস্তুত করা যায়?

XeF_6 থেকে কিভাবে নিচের যৌগগুলো প্রস্তুত করা যায়?

$XeOF_6$, XeO_3 , $Rb[XeF_7]$, $Rb_2[XeF_8]$

১৩। XeF_2 দ্বারা গঠিত বিভিন্ন প্রকার জটিল যৌগগুলো উল্লেখ কর $XeF_2 \cdot 2SbF_5$ জটিলটির গাঠনিক কাঠামো একে দেখাও।

১৪। XeF_6 দ্বারা গঠিত ছয়টি জটিল যৌগের উদাহরণ দাও।

১৫। XeF_4 এবং SbF_5 বিক্রিয়া করে $XeF_4 \cdot 2SbF_5$ সংকেতবিশিষ্ট একটি জটিল যৌগ গঠন করে। যৌগটির গাঠনিক কাঠামোর চিত্র আঁক।

১৬। $Cs_2[XeF_8]$ যৌগটি কিভাবে প্রস্তুত করা যায়?

১৭। XeF_2 , XeF_4 , XeF_6 , XeO_3 , XeO_4 , $XeOF_4$, XeO_2F_2 এবং $[XeO_6]^{4-}$ আয়নগুলোর গাঠনিক কাঠামোর চিত্র আঁক।

১৮। XeO_3 যৌগটির আকৃতি ব্যাখ্যা কর। এটি কিভাবে প্রস্তুত করা যায়?

XeO_3 থেকে কিভাবে নিচের যৌগগুলো পাওয়া যায়:

XeO_6 , $XeOF_4$ এবং XeO_3F_2 ?

১৯। বেরিয়াম পারজিনেট কিভাবে প্রস্তুত করা যায়? একে গড় H_2SO_4 -সহ উত্তপ্ত করলে কি ঘটে?

২০। জিন্টে (VI) এবং পারজিনেট আয়নের পারস্পরিক পরিবর্তনের সমীকরণ দাও। পারজিনেট আয়নটির গাঠনিক কাঠামো একে দেখাও।

২১। Xe অপেক্ষা Kr এর রাসায়নিক সক্রিয়তা কম হয় কেন? KrF_2 যৌগটি কিভাবে প্রস্তুত করা যায়? SbF_5 এবং KrF_2 বিক্রিয়া করে দুটি যৌগ সৃষ্টি করে। এরা কি কি?

২২। জেনন-অক্সিজেন বন্ধনযুক্ত চারটি রাসায়নিক যৌগের উদাহরণ দাও। এগুলো কিভাবে প্রস্তুত করা যায়? যৌগগুলোর গাঠনিক কাঠামো একে দেখাও।

২৩। XeF_2 , XeF_4 এবং XeF_6 যৌগগুলো কিভাবে প্রস্তুত করা যায়? এদের অর্ধ-বিশ্লেষণ বিক্রিয়ার সমীকরণ লিখ।

২৪। জিন্টে এবং পারজিনেট আয়ন কিভাবে প্রস্তুত করা যায়?

২৫। নিচের প্রতিটির জন্য সমতাকৃত সমীকরণ দাও:

(ক) ওজেন দ্বারা $HXeO_4$ আয়নের জারণ,

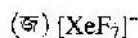
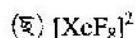
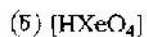
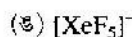
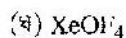
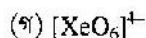
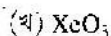
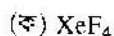
(খ) এসিডীয় দ্রবণে I^- দ্বারা XeO_3 এর বিজারণ,

(গ) XeF_2 দ্বারা HCl এর জারণ,

(ঘ) XeF_2 দ্বারা Ce^{4+} আয়নের জারণ,

(ঙ) $[XeF]^{+}[SbF_6]^{-}$ যৌগের সংশ্লেষণ।

২৬। নিচের অণু/আয়নগুলোর লুইস সংকেত আঁক এবং প্রতিটি পদমাণুর চারপাশে ইলেকট্রন জোড়গুলোর জ্যামিতিক অবস্থান দেখাও :



২৭। (ক) XeF_2 , XeF_4 এবং XeF_6 যৌগগুলোর আকৃতি ঠিক দেখাও।

(খ) জেনন থেকে এ যৌগগুলো কিভাবে প্রস্তুত করা যায় ?

(গ) পানির সাথে যৌগগুলোর বিক্রিয়ার সমীকরণ দাও।

২৮। Xe এবং PtF_6 এর মধ্যে সংঘটিত বিক্রিয়াটিকে বারলেট্ কিভাবে ব্যাখ্যা করেছিলেন ? বর্তমানে এ বিক্রিয়াটিকে কিভাবে ব্যাখ্যা করা হয় ?

২৯। XeO_3 , XeOF_4 এবং Ba_2XeO_6 যৌগগুলো কিভাবে প্রস্তুত করা যায় ? এদের গাঠনিক কাঠামো আঁক।

৩০। মহান গ্যাসসমূহের দ্বি-মৌল যৌগগুলো হলো কেবল Kr, Xe এবং Rn এর ফ্লোরাইড এবং অক্সাইডসমূহ। এর কারণ কি ?

দশম অধ্যায়

Gr IIB (12) মৌলসমূহ : জিংক, ক্যাডমিয়াম এবং মারকারি

[Group IIB (12) Elements : Zinc, Cadmium and Mercury]

সাধারণ আলোচনা (General discussions)

পর্যায় সারণিতে জিংক, ক্যাডমিয়াম এবং মারকারি মৌলগুলো যথাক্রমে কপার, সিলভার এবং গোল্ডের পরে অবস্থিত। এ মৌলগুলোতে পূর্ণ d উপস্তরের পর দুটি s ইলেকট্রন উপস্থিত থাকে। এদের ইলেকট্রন বিন্যাস, আয়নীকরণ শক্তি এবং অন্য কতিপয় ধর্ম ১০.১ সারণিতে উল্লেখ করা হয়েছে।

সারণি ১০.১ : Gr IIB (12) মৌলসমূহের কতিপয় ধর্ম।

ধর্ম	Zn	Cd	Hg
ইলেকট্রন বিন্যাস	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ²	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ²	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ²
আয়নীকরণ শক্তি (kJ mol ⁻¹)			
I ₁	906	867	1006
I ₂	1727	1625	1799
I ₃	3859	3666	3309
গলনাংক (°C)	419	321	- 39
স্ফুটনাংক (°C)	907	767	357
পারমাণবিক ব্যাসার্ধ (Å)	1.25	1.41	1.44
আয়নিক ব্যাসার্ধ, M ²⁺ (Å)	0.74	0.95	1.02
ঘনত্ব (g/cm ³)	7.14	8.65	13.53
ইলেকট্রোনিগেটিভিটি পলিং স্কেল)	1.6	1.7	1.9
বিজারণ বিভব (V)	- 0.76	- 0.40	+ 0.85
M ²⁺ + 2e ⁻ = M			

বস্তু Cu, Ag এবং Au এর পূর্ণ d উপস্তর থেকে সহজে একটি অথবা দুটি ইলেকট্রন মুক্ত করে +2 এবং +3 আয়ন গঠন করা যায়, Gr IIB (12) মৌলগুলোর ক্ষেত্রে d ইলেকট্রন মুক্ত করা সম্ভব নয় এবং সেজন্য +2 থেকে উচ্চ কোনে জারণ অবস্থা সৃষ্টি করা যায় না। মৌলগুলোর তৃতীয় আয়নীকরণ শক্তির মান অতি উচ্চ এবং সেজন্য ল্যাটিস শক্তি অথবা সলভেডেশন শক্তির মান M³⁺ আয়নগুলোকে রাসায়নিকভাবে সুস্থিত করার জন্য যথেষ্ট হয় না।

যেহেতু $\text{GrIIB}(12)$ মৌলগুলোর সকল যৌগেই d উপস্তরটি সর্বদা দশটি ইলেকটন দ্বারা পূর্ণ থাকে, এরা অবস্থান্তর মৌল নয়। অবস্থান্তর মৌলগুলোর তুলনায় এরা নরম, নিম্ন গলনাংকবিশিষ্ট এবং অধিক উচ্চ ইলেকট্রোনেগেটিভ ধর্ম দেখায়। তবে d গ্রুপ মৌলগুলোর মতো এরা অনেকগুলো ভাট্টল বৈশিষ্ট্য গঠন করে।

জিংক এবং ক্যাডমিয়ামের রাসায়নিক ধর্মে যথেষ্ট মিল রয়েছে কিন্তু মারকারির ধর্ম ভিন্ন বলাবাহুল্য। উল্লেখ্য হিসেবে নিম্নলিখিতগুলো উল্লেখ করা যায় :

১. $\text{Zn}(\text{OH})_2$ একটি উভধর্মী (amphoteric) যৌগ, $\text{Cd}(\text{OH})_2$ এর তুলনায় অনেক বেশি ক্ষারকীয়, কিন্তু $\text{Hg}(\text{OH})_2$ একটি অতি দুর্বল ক্ষারক।

২. ZnCl_2 এবং CdCl_2 উভয়েই প্রধানত আয়নিক যৌগ, কিন্তু HgCl_2 একটি উদ্বায়ী সমযোজী যৌগ।

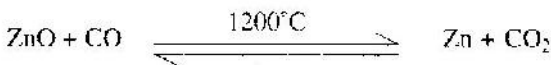
৩. জিংক এবং ক্যাডমিয়াম ইলেকট্রোপজিটিভ ধাতু এবং সেজন্য সহজে M^{2+} আয়ন গঠন করে। কিন্তু মারকারি ইলেকট্রোপজিটিভ ধাতু নয়, এর একটি উচ্চ ধনাত্মক বিভব রয়েছে।

৪. Zn^{2+} এবং Cd^{2+} আয়ন দুটি Mg^{2+} আয়নের সাথে অনেকটা মিল দেখায়, কিন্তু Hg^{2+} আয়ন Mg^{2+} আয়নের সাথে কোনো মিল দেখায় না।

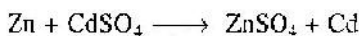
উৎস এবং নিষ্কাশন (Occurrence and extraction)

প্রকৃতিতে জিংক, ক্যাডমিয়াম এবং মারকারি মৌলগুলো খুব অল্প পরিমাণে পাওয়া যায়, কিন্তু এদের আকরিক থেকে মৌলগুলোকে সহজে নিষ্কাশন করা যায় বলে মৌলগুলো দীর্ঘকাল আগে থেকেই পরিচিত।

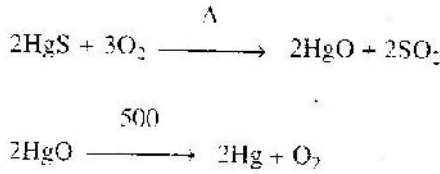
জিংকের আকরিকগুলো হলো জিঁক স্ফেন্ড, ZnS ; স্মিথসোনাইট বা ক্যালমাইন, ZnCO_3 ; জিনসাইট, ZnO এবং অন্য আরো কিছু। ক্যাডমিয়ামের নিজস্ব কোনো আকরিক নেই। জিংকের ধর্মের সাথে ক্যাডমিয়ামের ধর্মে যথেষ্ট সাদৃশ্য থাকায় জিংক আকরিকগুলোতেই অল্প পরিমাণে ক্যাডমিয়াম উপস্থিত থাকে। ব্যাণিজ্যিকভাবে জিংকের দুটি প্রধান আকরিক হলো জিংক সালফাইড এবং জিংক কার্বনেট। এদের যে কোনোটিকে উচ্চ তাপে বাতাসে জরিত করলে জিংক অক্সাইড পাওয়া যায়। অতঃপর জিংক অক্সাইডকে কোক অথবা কার্বন মনোক্সাইড দ্বারা বিজারিত করে জিংক প্রস্তুত করা হয় এবং পাতন করে বিশুদ্ধ করা হয়।



আকরিক ক্যাডমিয়াম উপস্থিত থাকলে এ পদ্ধতিতে জিংকের মতো ক্যাডমিয়ামও মুক্ত হয়। যেহেতু Zn এবং Cd এর স্ফুটনাংকে যথেষ্ট পার্থক্য থাকে, সেজন্য আংশিক পাতন করে ক্যাডমিয়ামকে জিংক থেকে পৃথক করা হয়। একটি বিকল্প পদ্ধতিতে ZnSO_4 দ্রবণে জিংক চূর্ণ যোগ করে ZnSO_4 এর মধ্যে উপস্থিত CdSO_4 কে বিজারিত করে ক্যাডমিয়ামে পরিণত করা হয় যা দ্রবণ থেকে পৃথক হয়ে অধঃক্ষেপ হিসেবে জমা হয়।



মারকারির একমাত্র গুরুত্বপূর্ণ আকরিক হলো সিনাবার, HgS । বাতাসে উত্তপ্ত করে একে মারকারি অক্সাইডে পরিণত করা হয় এবং একে 500°C তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করে মুক্ত মারকারি পাওয়া যায় যা পাতিত তরল হিসেবে একটি গ্রাহক যন্ত্রে জমা হয়।

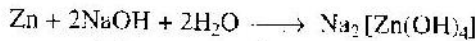
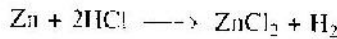


ধর্ম এবং ব্যবহার (Properties and uses)

মৌলসমূহের কতিপয় ধর্ম ১০.১ সারণিতে দেখানো হয়েছে। বিশুদ্ধ অবস্থায় জিংক এবং ক্যাডমিয়াম চকচকে, সাদা কঠিন পদার্থ কিন্তু বাতাসের ক্রিয়ায় এরা নিষ্ক্রিয় হয়। সাধারণ তাপমাত্রায় পারদ একটি চকচকে তরল পদার্থ। ভাঙ্গি বাতু হওয়া সত্ত্বেও এরা সবাই অনন্য সাধারণভাবে উদ্বায়ী, এ ক্ষেত্রে মারকারি তুলনাইন। মারকারি এক পরমাণুক বাষ্প সৃষ্টি করে এবং 20°C তাপমাত্রায় এর অনুভবযোগ্য বাষ্প চাপ রয়েছে (1.3 × 10⁻³ mm)। আবার আশ্চর্যজনকভাবে এটি মেরুপ্রবণ এবং মেরুহীন উভয় প্রকার তরলেই দ্রবণীয়। বায়ুমুক্ত পানিতে 25°C তাপমাত্রায় এর দ্রব্যত্ব 6.39 × 10⁻⁷ g L⁻¹।

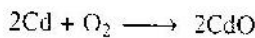
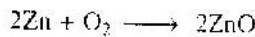
এর বিমুক্ত এবং উদ্বায়ী প্রকৃতির জন্য মারকারিকে সর্বদা একটি ছিপিবৃত্ত পাত্রে রাখা উচিত এবং মুক্তভাবে বায়ু সঞ্চালিত হতে পারে এমন স্থানে এটি নিয়ে কাজ করা উচিত।

জিংক এবং ক্যাডমিয়াম উভয়েই অত্যন্ত হিলকট্রোপজিটিভ এবং মেসের এসিডের জারণ ধর্ম নেই তাদের সাথে উভয়েই বিক্রিয়া করে M²⁺ আয়ন এবং হাইড্রোজেন উৎপন্ন করে। কিন্তু জারণ ধর্মশূন্য এসিডের সাথে মারকারি রাসায়নিকভাবে কোনো বিক্রিয়া করে না। তীব্র ক্ষারের সাথেও জিংক বিক্রিয়া করে দ্রবীভূত হয়, এক্ষেত্রে জিংকেট আয়ন গঠিত হয়।



ক্যাডমিয়াম ক্ষার দ্রবণের সাথে বিক্রিয়া করে না।

অক্সিজেনে উত্তপ্ত করলে জিংক এবং ক্যাডমিয়াম উভয়েই অক্সাইড যৌগ গঠন করে। 300–350°C তাপমাত্রায় মারকারিও অক্সিজেনের সাথে বিক্রিয়া করে HgO গঠন করে, কিন্তু অনুমানিক 400°C বা তার চেয়ে উচ্চ তাপমাত্রায় এটি দ্রুত বিয়োজিত হয়ে আবার মারকারিতে পরিণত হয়।



300–350°C



400°C



জিংক, ক্যাডমিয়াম এবং মারকারি সবই সরাবরি হ্যালোজেন, সালফার, সেলেনিয়াম, ফসফরাস ইত্যাদি অধাতব মৌলের সাথে বিক্রিয়া করে।

জিংক এবং ক্যাডমিয়াম অনেকগুলো অ্যালয় গঠন করে। জিংক এবং কপার দ্বারা গঠিত অ্যালয় ব্রাস নামে পরিচিত। বাণিজ্যিকভাবে এটি খুবই প্রয়োজনীয়। মারকারিও অনেকগুলো ধাতুর সাথে মিশ্রিত হয়, এরা অ্যামালগাম নামে পরিচিত। কোনো কোনো অ্যামালগাম প্রস্তুত করা কঠিন, অন্যর কোনো কোনো অ্যামালগাম খুব সহজে গঠিত হয়। যেমন মরক্কোর সংস্পর্শে একেই সক্রিয় এবং পটাশিয়াম অ্যামালগাম গঠন করে। কোনো কোনো অ্যামালগামের নির্দিষ্ট সংযুক্তি থাকে, যেমন এগুলো রাসায়নিক যৌগ। উদাহরণ : সোডিয়াম অ্যামালগাম (Hg_2Na), কোনো কোনো অবস্থায় ধাতু মারকারির সাথে অ্যামালগাম গঠন করে না। আয়রন মারকারির সাথে অ্যামালগাম গঠন করে না বলে মারকারি রাখার জন্য আয়রন পাত্র ব্যবহার করা হয়। অনেকগুলো রাসায়নিক বিক্রিয়ায় জলীয় দ্রবণে বিক্রিয়ক হিসেবে সোডিয়াম অ্যামালগাম এবং জিংক অ্যামালগাম ব্যবহার করা হয়।

জিংকের ব্যবহার : আয়রনকে মরিচা থেকে রক্ষা করার জন্য এর উপর জিংকের প্রলেপ দেওয়া হয়। তাছাড়া বাস তৈরির জন্য প্রচুর পরিমাণে জিংক ব্যবহার করা হয়। ব্রাস হলো কপার এবং জিংকের একটি অ্যালয় যার মধ্যে 20 - 50% Zn উপস্থিত থাকে। আবার শূষ্ক ব্যাগারিতে ধাতুক হলেকট্টেঙ হিসেবেও জিংক ব্যবহৃত হয়।

ক্যাডমিয়ামের ব্যবহার : ক্যাডমিয়ামের একটি প্রধান ব্যবহার হলো স্টিলকে ক্ষয় থেকে রক্ষা করার জন্য এর উপর ক্যাডমিয়ামের প্রলেপ দেওয়া। আবার ক্যাডমিয়াম উত্তমরূপে নিউট্রন শোষণ করে। সেজন্য নিউক্লীয় বিঅ্যাক্টরে নিয়ন্ত্রণ দণ্ড হিসেবে ক্যাডমিয়াম ব্যবহৃত হয়। তাছাড়া $NiCl_2$ সম্বন্ধে খ্যাতি প্রস্তুতের জন্যও ক্যাডমিয়াম ব্যবহার করা হয়।

মারকারির ব্যবহার : মারকারির সবচেয়ে বড় ব্যবহার হলো $NaOH$ এবং Cl_2 প্রস্তুতের জন্য তড়িৎবিশোধনীয় কেস প্রস্তুত করা। এর অন্য ব্যবহারগুলোর মধ্যে রয়েছে থার্মোমিটার, ব্যারোমিটার, ম্যানোমিটার এবং রাস্তা আলোকিত করার জন্য মারকারি ল্যাম্প প্রস্তুতকরণ।

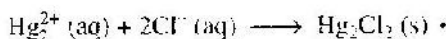
মৌলসমূহের +1 জারণ অবস্থা (+1 oxidation state of the elements)

Zn, Cd এবং Hg মৌলসমূহ M_2^{+1} আয়ন গঠন করে। Zn^{2+} এবং Cd^{2+} আয়নগুলো সুস্থিত নয়, এদেরকে কেবল বিদ্রবিত এবং কঠিন অবস্থায় পাওয়া যায়। যেমন তাপ বিগলিত $ZnCl_2$ এর মধ্যে Zn যোগ করলে একটি হলুদ দ্রবণ পাওয়া যায় এবং এ দ্রবণকে শীতল করলে একটি কঠিন, হলুদ কণ্ড পাওয়া যায় যার মধ্যে Zn_2^{+1} আয়ন শনাক্ত করা যায়।

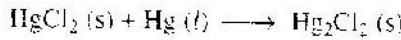
M_2^{+1} আয়নগুলোতে ধাতু-ধাতু বন্ধন ($M^+ - M^+$) উপস্থিত থাকে। এ বন্ধনের শক্তি $Zn_2^{+1} < Cd_2^{+1} < Hg_2^{+1}$ আয়ন অনুক্রমে বৃদ্ধি পায়।

জলীয় দ্রবণে Hg_2 (II) লবণগুলোকে বিক্রিয়িত করে Hg_2^{+1} আয়ন পাওয়া যায়। Hg_2Cl_2 , Hg_2SO_4 এবং $Hg_2(NO_3)_2 \cdot 2H_2O$ যৌগগুলোর X-রশ্মি অপবর্তন পরীক্ষা থেকে জানা যায় $Hg - Hg$ দূরত্বের মান 2.50 - 2.70 Å সীমার মধ্যে থাকে। যে যৌগে সমযোজী বৈশিষ্ট্য সবচেয়ে কম তার ক্ষেত্রে $Hg - Hg$ দূরত্বও সবচেয়ে কম হয় (উদাহরণ : $Hg_2(NO_3)_2 \cdot 2H_2O$)।

Hg (I) এর সবচেয়ে বেশি পরিচিত দুটি যৌগ হলো মারকারি (I) ক্লোরাইড এবং মারকারি (I) নাইট্রেট। মারকারি (I) এবং ক্লোরাইড আয়নের জলীয় দ্রবণ মিশ্রিত করলে Hg_2Cl_2 এর সাদা অবক্ষেপ পাওয়া যায় :



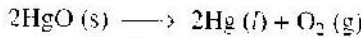
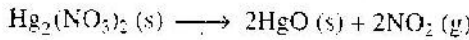
মরকারি (II) ক্লোরাইড এবং মরকারির একটি মিশ্রণকে উর্ধ্বপাতন করেও Hg_2Cl_2 পাওয়া যায় :



ক্যালোমেল ইলেকট্রোড প্রস্তুতের কাজে মরকারি (I) ক্লোরাইড ব্যবহার করা হয়।

অতিরিক্ত পরিমাণ মরকারির সাথে শীতল এবং লঘু নাইট্রিক এসিডের বিক্রিয়া করে মরকারি (I) নাইট্রেট প্রস্তুত করা যায়। ক্রোমিয়াস করে একে একটি সাদা কঠিন নাইট্রেট $Hg_2(NO_3)_2 \cdot 2H_2O$ হিসেবে পাওয়া যায়। যদিও এটি পানিতে সহজে দ্রবণীয়, এটি পানি দ্বারা আর্দ্রবিশ্রামিত হয়ে একটি ক্ষারকীয় নাইট্রেট যৌগ $Hg(OH)NO_3$ এর অধঃক্ষেপণ সৃষ্টি করে। মরকারি (I) নাইট্রেট ডাইহাইড্রেট যৌগটিতে $[H_2O - Hg - Hg - OH]^{2+}$ আয়ন উপস্থিত থাকে।

মরকারি (I) নাইট্রেট যৌগটিকে উত্তপ্ত করলে এটি বিয়োজিত হয়ে HgO এবং NO_2 গঠন করে। এটি উত্তপ্ত অবস্থায় HgO বিয়োজিত হয়ে Hg এবং O_2 এ পরিণত হয়।

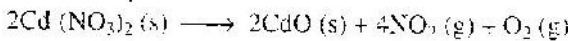
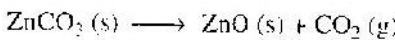


মরকারি (I) আয়ন অল্প কয়েকটি কঠিন যৌগ গঠন করে। Hg_2^{2+} আয়নের সম্মিলিত বন্ধন গঠনের নিম্ন প্রবণতাই সম্ভবত এর জটিলের সংখ্যা সীমিত রাখে। Hg_2^{2+} আয়নের দুটি জটিলের উদাহরণ হলো $[Hg_2(P_2O_7)_2]^{6-}$ এবং $[Hg_2(OPPh_3)_6]^{2+}$ ।

দ্বিযোজী জিংক এবং ক্যাডমিয়াম যৌগসমূহ (Divalent Zinc and Cadmium Compounds)

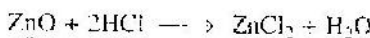
জিংক অক্সাইড, ZnO এবং ক্যাডমিয়াম অক্সাইড, CdO

ধাতুগুলোকে বাতাসে পোড়িয়ে অথবা কার্বনেট বা নাইট্রেট যৌগগুলোকে উত্তপ্ত করে এ অক্সাইড যৌগ দুটি প্রস্তুত করা যায়।

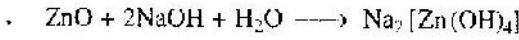


জিংক অক্সাইড একটি সাদা কঠিন পদার্থ যা সমযোজী প্রকৃতিবিশিষ্ট। এর গঠন ডায়ামন্ডের গঠনের অনুরূপ, প্রতিটি জিংক পরমাণু চারটি অক্সিজেন পরমাণু দ্বারা চতুস্তলকীয়ভাবে পরিবেষ্টিত থাকে এবং একইভাবে প্রতিটি অক্সিজেন পরমাণু চারটি জিংক পরমাণু দ্বারা চতুস্তলকীয়ভাবে পরিবেষ্টিত থাকে। উত্তপ্ত করলে এটি হলুদ বর্ণ ধারণ করে কিন্তু ঠাণ্ডা করলে পুনরায় সাদা হয়। মনে করা হয় যে উত্তপ্ত অবস্থায় কিছু অক্সিজেন পরমাণু কেলোসের ল্যাটিস থেকে মুক্ত হয় এবং ঠাণ্ডা অবস্থায় নতুন করে অক্সিজেন পরমাণু ল্যাটিসে প্রবেশ করে। ল্যাটিসে অক্সিজেন পরমাণুর সংখ্যা কম হলে এ হলুদ দেখায়।

ক্যাডমিয়াম অক্সাইড একটি কমলা বর্ণের কঠিন পদার্থ। এটি একটি আয়নিক যৌগ হার গঠন $NaCl$ এর গঠনের অনুরূপ। উভয় অক্সাইড সহজে লঘু এসিডের সাথে বিক্রিয়া করে লবণ গঠন করে।



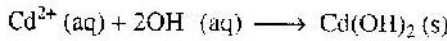
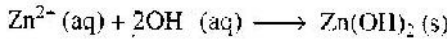
দুটি অক্সাইড যৌগের মধ্যে কেবল ZnO অ্যামফোটেরিক প্রকৃতি দেখায়।



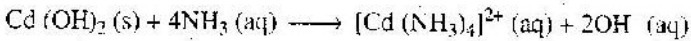
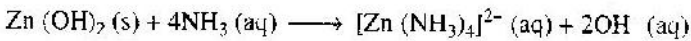
জিংক অক্সাইড জিংকের সবচেয়ে প্রয়োজনীয় যৌগ। এর ব্যবহারগুলো হলো পেন্ট প্রস্তুতিতে একটি রঞ্জক পদার্থ হিসেবে, রবার প্রস্তুতিতে একটি ফিলার (filler) হিসেবে এবং বিশেষ ধরনের ক্যাডমিয়াম প্রস্তুতিতে। সিনথিসিস গ্যাস থেকে মিথানল প্রস্তুতির জন্য Cr_2O_3 এর সাথে মিশ্রিত করে একে একটি প্রভাবক হিসেবেও ব্যবহার করা হয়।

জিংক হাইড্রক্সাইড, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, এবং ক্যাডমিয়াম হাইড্রক্সাইড, $\text{Cd}(\text{OH})_2$

জিংক এবং ক্যাডমিয়াম লবণের জলীয় দ্রবণে সোডিয়াম হাইড্রক্সাইড দ্রবণ যোগ করলে এ হাইড্রক্সাইড দুটি গঠিত হয় :



জিংক হাইড্রক্সাইড এর অক্সাইড যৌগের মতো অ্যামফোটেরিক প্রকৃতিবিশিষ্ট, এসিড এবং ক্ষার উভয়ের সাথেই এটি বিক্রিয়া করে। কিন্তু ক্যাডমিয়াম হাইড্রক্সাইড একটি ক্ষারকীয় যৌগ। উভয় হাইড্রক্সাইড অ্যামোনিয়া দ্রবণে জটিল যৌগ গঠন করে প্রবীভূত হয় :



জিংক সালফাইড, ZnS , এবং ক্যাডমিয়াম সালফাইড, CdS

জিংক এবং ক্যাডমিয়াম লবণের জলীয় দ্রবণে H_2S গ্যাস চালনা করলে ZnS এবং CdS অধঃক্ষিপ্ত হয় :



ZnS সাদা এবং CdS হলুদ বর্ণের কঠিন পদার্থ। উভয় যৌগের গঠন ZnO এর গঠনের অনুরূপ এবং এর প্রধানত সমযোজী যৌগ। একটি উজ্জ্বল হলুদ রঞ্জক পদার্থ হিসেবে CdS ব্যবহৃত হয়।

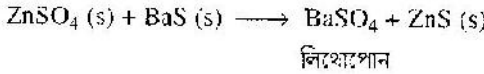
জিংক ক্লোরাইড, ZnCl_2 , এবং ক্যাডমিয়াম ক্লোরাইড, CdCl_2

দুটি অক্সাইড, হাইড্রক্সাইড অথবা কার্বনেট যৌগের সাথে লঘু হাইড্রোক্লোরিক এসিডের বিক্রিয়া করে ক্লোরাইড যৌগ দুটি প্রস্তুত করা যায়। দ্রবণকে কেলাসিত করে উভয় ক্লোরাইড যৌগের অর্ধ কেলান পাওয়া যায়। উত্তপ্ত ধাতুর সাথে পরাসরি ক্লোরিন গ্যাসের বিক্রিয়া করে অনর্ধ ক্লোরাইড যৌগ প্রস্তুত করা যায়।

ঝালাই কাজের রাং প্রস্তুতির জন্য এবং কঠিন সংরক্ষণের জন্য কাঠের উপর ZnCl_2 এর অন্তরণ সৃষ্টিতে জিংক ক্লোরাইড ব্যবহৃত হয়।

জিংক সালফেট, $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$, এবং ক্যাডমিয়াম সালফেট, $CdSO_4 \cdot 8/3 H_2O$

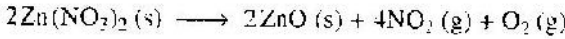
সঠিক অক্সাইড, হাইড্রক্সাইড অথবা কার্বনেট যৌগকে লঘু সালফিউরিক এসিডের সাথে বিক্রিয়া করে এ সালফেট যৌগ দুটি প্রস্তুত করা যায়। এরা সাদা, বেনাসী কঠিন পদার্থ। ইলেকট্রোলাইসিস পদ্ধতিতে আয়রন এবং স্টীলের উপর জিংকের প্রলেপ দেওয়ার কাজে (গ্যালভনাইজিং) এবং লিথোপোন নামক একটি সাদা রঞ্জক পদার্থ তৈরির জন্য জিংক সালফেট ব্যবহৃত হয় :



ওয়েস্টন সেল (Weston cell) প্রস্তুতের জন্য ক্যাডমিয়াম সালফেট কেলাস, $CdSO_4 \cdot 8/3 H_2O$ ব্যবহার করা হয়।

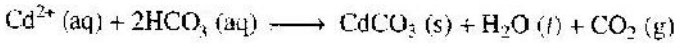
জিংক নাইট্রেট, $Zn(NO_3)_2 \cdot xH_2O$, এবং ক্যাডমিয়াম নাইট্রেট, $Cd(NO_3)_2 \cdot xH_2O$

সঠিক অক্সাইড, হাইড্রক্সাইড অথবা কার্বনেট যৌগকে লঘু নাইট্রিক এসিডের সাথে বিক্রিয়া করে এ লবণ দুটি প্রস্তুত করা যায়। এরা উভয়েই পানি গ্রাসী পদার্থ এবং যেহেতু এরা ইথানলে দ্রবীভূত হয় এদের উভয়েরই যথেষ্ট সময়কালী প্রকৃতি রয়েছে। উত্তপ্ত করলে এরা বিয়োজিত হয়ে ধাতব অক্সাইড, নাইট্রোজেন ডাইঅক্সাইড এবং অক্সিজেন উৎপন্ন করে :



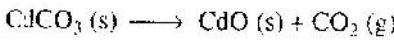
জিংক কার্বনেট, $ZnCO_3$, এবং ক্যাডমিয়াম কার্বনেট $CdCO_3$,

লঘু লবণের জলীয় লবণে সোডিয়াম বা ইক: কার্বনেট যোগ করলে কার্বনেট যৌগ দুটি পাওয়া যায় :



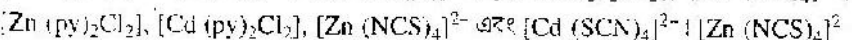
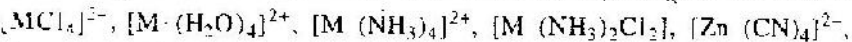
সর্বপ্রথম কার্বনেট যোগ করে কার্বনেট লবণ প্রস্তুত করা যায় না, এক্ষেত্রে ফারকীয় কার্বনেট লবণ গঠিত হয়।

উত্তপ্ত করলে উভয় কার্বনেট লবণ বিয়োজিত হয়ে ধাতব অক্সাইড এবং কার্বন ডাইঅক্সাইড গঠন করে :



জিংক এবং ক্যাডমিয়ামের জটিলসমূহ (Complexes of Zinc and Cadmium)

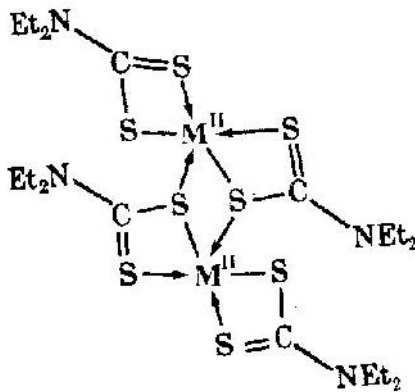
Zn^{2+} এবং Cd^{2+} আয়ন দুটি অক্সিজেন, নাইট্রোজেন ও সালফার দাতা লিগ্যান্ড এবং হ্যালাইড ও CN^- অয়নগুলোর সাথে জটিল গঠন করে। অধিকাংশ জটিলের আকৃতি চতুর্ভুজাকার। উদাহরণ :



অয়নে লিগ্যান্ড ধাতুর সাথে নাইট্রোজেন দ্বারা যুক্ত হয়, কিন্তু $[Cd (SCN)_4]^{2-}$ আয়নে লিগ্যান্ড ধাতুর সাথে সালফার দ্বারা যুক্ত হয়।

Zn এবং Cd কতিপয় ছয় সমিবেশ সংখ্যার অষ্টতলকীয় জটিল গঠন করে। উদাহরণ : $[M(H_2O)_6]^{2+}$, $[M(NH_3)_6]^{2+}$, $[M(en)_3]^{2+}$ এবং $[M(bipy)_2]^{2+}$ । জিংকের অষ্টতলকীয় জটিলগুলোর স্থিতি খুব কম, কিন্তু ক্যাডমিয়ামের অষ্টতলকীয় জটিলগুলো যথেষ্ট স্থিতি। ক্যাডমিয়ামের বৃহৎ আকারের জন্যই এর অষ্টতলকীয় জটিলগুলো স্থিতি হয়।

$[M(S_2CNEt_2)_2]$ ($M = Zn, Cd$) জটিল দুটিতে ধাতুর সমিবেশ সংখ্যা পাঁচ, ডাইমার গঠনের কারণে একুশ সমিবেশ সংখ্যা পাওয়া যায়।

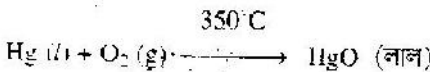


উইলসন ক্যামেরার সাথে গঠিত জিংকের জটিলগুলো রবারের ভালকানাইজেশন ক্রিয়াকে হ্রাসিত করে।

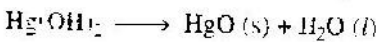
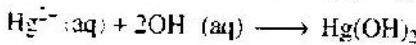
মারকারির দ্বিযোজী মৌলসমূহ (Divalent mercury compounds)

মারকারি (II) অক্সাইড, HgO

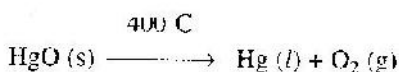
বাতাসে দীর্ঘ সময়ের জন্য মারকারিকে 350°C তাপমাত্রার উত্তপ্ত করলে মারকারি (II) অক্সাইড গঠিত হয়। এর রং লাল।



কোন একটা মারকারি (II) লবণের সাথে সোডিয়াম হাইড্রক্সাইড দ্রবণ যোগ করলে হলুদ রং এর মারকারি (II) অক্সাইড পাওয়া যায়; সম্ভবত প্রথম ধাপে Hg(OH)_2 গঠিত হয়।

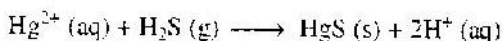


দুটি পদ্ধতিতে প্রাপ্ত মারকারি অক্সাইডের রং পার্থক্য কণার আকারের পার্থক্যের কারণে হয়ে থাকে। তাপমাত্রায় HgO দ্রুত গঠন : 400°C তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করলে এটি বিয়োজিত হয়ে পুরনো মারকারি এবং অক্সিজেন উৎপন্ন করে।



মারকারি (II) সালফাইড, HgS

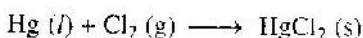
একটি মারকারি লবণের জলীয় দ্রবণে H_2S গ্যাস চালনা করলে কাল বর্ণের HgS গঠিত হয় :



কাল বর্ণের HgS -কে উত্তপ্ত করলে লাল বর্ণের HgS পাওয়া যায়।

মারকারি (II) ক্লোরাইড, HgCl_2

ক্লোরিনের সংস্পর্শে এলে মারকারি দ্রুত মারকারি (II) ক্লোরাইড গঠন করে :



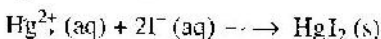
এটি একটি সাদা কঠিন পদার্থ যা সহজেই ইথানল এবং ইথারে দ্রবীভূত হয়। এরূপ দ্রাব্যতা HgCl_2 এর সমযোজী প্রকৃতির ধারণা দেয়। শীতল পানিতে HgCl_2 এর দ্রাব্যতা খুব কম, কিন্তু গরম পানিতে এটি সহজে দ্রবীভূত হয়। জলীয় দ্রবণেও এটি HgCl_2 এর সমযোজী প্রকৃতি বজায় রাখে। মারকারি (II) ক্লোরাইডের দ্রবণে টিন (II) ক্লোরাইড দ্রবণ যোগ করলে প্রথমে মারকারি (I) ক্লোরাইড এবং পরবর্তীতে মারকারি পাওয়া যায়। মারকারি ক্লোরাইড শনাক্ত করার জন্য এটি একটি ভাল পরীক্ষা :



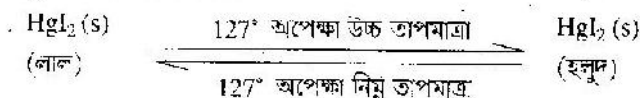
মারকারি (II) ক্লোরাইড একটি অত্যন্ত বিবাক্ত পদার্থ যা জীবন্ত কোষের প্রোটিনের জমাট বেঁধে ফেলে।

মারকারি (II) আয়োডাইড, HgI_2

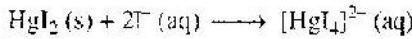
মারকারি (II) ক্লোরাইড দ্রবণে সঠিক পরিমাণ পটাশিয়াম আয়োডাইড দ্রবণ যোগ করলে মারকারি (II) আয়োডাইডের হলুদ অধঃক্ষেপ সৃষ্টি হয় যা দ্রুত লাল বর্ণ ধারণ করে :



লাল বর্ণের HgI_2 -কে আনুমানিক 127°C তাপমাত্রায় উত্তপ্ত করলে হলুদ বর্ণের HgI_2 পাওয়া যায়। একে শীতল করলে পুনরায় লাল বর্ণের HgI_2 পাওয়া যায়। কেলসের পৃথক গঠনের কারণেই HgI_2 এর দুই রকম রং পাওয়া যায়।



অধিক পরিমাণ KI এর দ্রবণের মধ্যে HgI_2 যোগ করলে এটি দ্রবীভূত হয়ে জটিল আয়ন $[\text{HgI}_4]^{2-}$ গঠন করে :

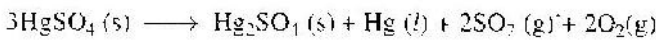


একপ জটিল আয়নের দুটি লবণ হলো Ag_2HgI_4 (হলুদ) এবং Cu_2HgI_4 (লাল) ; উভয় লবণই পানিতে অদ্রবণীয়।

K_2HgI_4 এর দ্রবণে KOH দ্রবণ যোগ করলে নেসলার দ্রবণ গঠিত হয়। সমান পরিমাণ NH_3 এর সংস্পর্শে নেসলার দ্রবণ একটি হলুদ বর্ণ সৃষ্টি করে, অধিক পরিমাণ NH_3 এর সংস্পর্শে একটি বাদামি অধঃক্ষেপ পাওয়া যায়।

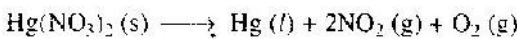
মারকারি (II) সালফেট, HgSO_4

মারকারির সাথে গরম, গাঢ় H_2SO_4 এর বিক্রিয়ায় Hg_2SO_4 গঠিত হয় ; এটি একটি পানি-সংশ্লিষ্ট সাদা কঠিন পদার্থ। উত্তপ্ত করলে এটি বিয়োজিত হয়ে Hg_2SO_4 গঠন করে :



মারকারি (II) নাইট্রেট, $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$

উষ্ণ এবং ঘন HNO_3 এর সাথে মারকারির বিক্রিয়ায় $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ গঠিত হয়। উত্তপ্ত করলে এটি বিয়োজিত হয়ে মারকারি, NO_2 এবং অক্সিজেন সৃষ্টি করে :



মারকারি (II) কার্বনেট, HgCO_3

বিশুদ্ধ মারকারি (II) কার্বনেট প্রস্তুত করা যায় না। প্রস্তুতির যে কোনো পদ্ধতিতে একটি ক্ষারকীয় কার্বনেট পাওয়া যায়, যেমন মারকারি (II) লবণের জলীয় দ্রবণে Na_2CO_3 অথবা NaHCO_3 দ্রবণ যোগ করলে ক্ষারকীয় মারকারি (II) কার্বনেট গঠিত হয়। ক্ষারকীয় মারকারি (II) কার্বনেটের দুটি উদাহরণ হলো $\text{HgCO}_3 \cdot 2\text{HgO}$ এবং $\text{HgCO}_3 \cdot 3\text{HgO}$ ।

মারকারির জটিলসমূহ (Complexes of mercury)

Hg^{2+} আয়নের জটিল গঠনের যথেষ্ট প্রবণতা আছে। জটিলগুলো সাধারণত দুই সন্নিবেশ সংখ্যার সর্বমোট তিন বা চার সন্নিবেশ সংখ্যার চতুস্তলকীয় যৌগ হয়। অষ্টতলকীয় জটিলের সংখ্যা কম ; খুবই অল্প সংখ্যক তিন এবং পাঁচ সন্নিবেশ সংখ্যার জটিল যৌগও প্রস্তুত করা সম্ভব হয়েছে।

মারকারি-লিগ্যান্ড বন্ধনটি সাধারণত সমযোজী প্রকৃতিবিশিষ্ট হয়ে থাকে। তাই পরমাণু হিসেবে C, N, P এবং S পরমাণু উপস্থিত থাকে এবং লিগ্যান্ডগুলোর সাথে মারকারির জটিল যৌগগুলো খুবই সুস্থিত।

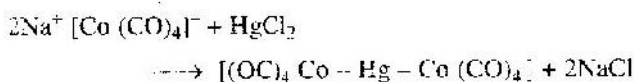
দুই সন্নিবেশ সংখ্যার দুটি মারকারি জটিলের উদাহরণ হলো $\text{Hg}(\text{CN})_2$ এবং $[\text{Hg}(\text{NH}_3)_2]^{2+}$ । এরা উভয়েই সরলরৈখিক আকৃতিবিশিষ্ট। মারকারির চার সন্নিবেশ সংখ্যার

চতুস্তলকীয় জটিলগুলোর মধ্যে রয়েছে $[\text{HgCl}_4]^{2-}$, $[\text{Hg}(\text{CN})_6]^{2-}$, $[\text{Hg}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-}$ এবং $[\text{HgI}_4]^{2-}$ ।

ছয় সন্নিবেশ সংখ্যার অষ্টতলকীয় দুটি মারকারি জটিলের উদাহরণ হলো $[\text{Hg}(\text{en})_3]^{2+}$ এবং $[\text{Hg}(\text{dmsO})_6]^{2+}$ । $[\text{Hg}(\text{SC}_6\text{H}_5)_3]^-$ এবং $[\text{HgI}_3]^-$ দুটি তিন সন্নিবেশ সংখ্যার সমতল ত্রিকোণী জটিল আয়ন।

PR_3 লিগ্যান্ডের সাথে মারকারির অনেকগুলো জটিল যৌগ রয়েছে। $[\text{HgX}_2(\text{PR}_3)]$ এবং $[\text{HgX}_2(\text{PR}_3)_2]$ একপ যৌগের উদাহরণ। হ্যালাইড সেতু গঠন করে এরা তাইমার অথবা পলিমার গঠন করে।

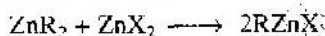
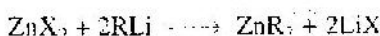
মারকারির কয়েকটি উল্লেখযোগ্য জটিল যৌগ রয়েছে যেগুলোতে মারকারি অবস্থান্তর ধাতুর সাথে যুক্ত হয়। $\text{Hg}[\text{Co}(\text{CO})_4]_2$ একপ একটি যৌগের উদাহরণ। নিচের বিক্রিয়া অনুসারে এটি প্রস্তুত করা যায় :



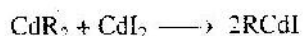
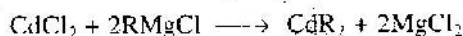
জৈব ধাতব যৌগসমূহ (Organometallic compounds)

জিংক এবং ক্যাডমিয়ামের জৈব ধাতব যৌগসমূহ (Organometallic compounds of zinc and cadmium)

R_2Zn এবং RZnX সংকেতযুক্ত জৈব জিংক যৌগসমূহ সুপরিচিত। LiR অথবা RMgX এর সাথে জিংক হ্যালাইডের বিক্রিয়া করে যৌগগুলো প্রস্তুত করা যায় :



একই পদ্ধতি অনুসরণ করে ক্যাডমিয়াম যৌগগুলোও প্রস্তুত করা যায় :



R_2Zn এবং R_2Cd যৌগগুলো অমেরুপ্রবণ (non-polar) তরল বা নিম্ন স্ফুটনাংকবিশিষ্ট কঠিন পদার্থ। নিম্ন অ্যালকাইল জিংক যৌগগুলো বাতাসে জ্বলে উঠে এবং সবগুলো যৌগ অক্সিজেন ও পানির সাথে অতি দ্রুত বিক্রিয়া করে। ক্যাডমিয়াম যৌগগুলো বাতাসে জিংক যৌগগুলোর তুলনায় কম সক্রিয় কিন্তু তাপীয়ভাবে এরা কম সুস্থিত।

যে সব যৌগে সক্রিয় হাইড্রোজেন উপস্থিত থাকে (যেমন অ্যালকোহলসমূহ) তাদের সাথে জিংক এবং ক্যাডমিয়াম যৌগগুলো দ্রুত বিক্রিয়া করে :

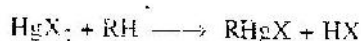
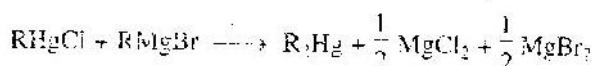
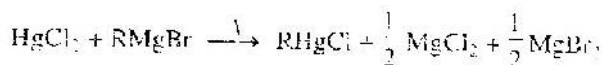


ক্যাডমিয়াম অ্যালকাইল যৌগের একটি উল্লেখযোগ্য প্রয়োগ হলো অ্যাসাইল ক্লোরাইল থেকে কিটোন সংশ্লেষণ :



মারকারির জৈবধাতব যৌগসমূহ (Organometallic compounds of mercury)

মারকারির অনেকগুলো জৈবধাতব যৌগ প্রস্তুত করা হয়েছে। এদের সাধারণ সংকেত $RHgX$ এবং R_2Hg । সাধারণত গ্রিনহাউট বিকারকের সাথে $HgCl_2$ এর বিক্রিয়া করে এরূপ যৌগগুলো প্রস্তুত করা যায়। যথা: হাইড্রোক্যালসিয়ামের সাথে $HgCl_2$ বিক্রিয়া করেও এদের বেশ তৈরি করা যায়:



জিংক যৌগগুলোর তুলনায় মারকারি যৌগগুলো অধিক সুস্থিত। $GrIA_1(1)$, $GrIA_1(2)$, Al , Ga , Sa , Pb , Sb , Bi , Se , Te , Zn এবং Cd এর জৈবধাতব যৌগগুলো মারকারির যৌগ ব্যবহার করে প্রস্তুত করা যায়।



R_2Hg যৌগগুলো সমযোজী তরল অথবা নিম্ন গলনাংকবিশিষ্ট কঠিন পদার্থ। এরা অত্যন্ত বিষাক্ত। $RHgX$ যৌগগুলো কঠিন পদার্থ এবং এগুলোও খুবই বিষাক্ত। অনেকগুলো $RHgX$ যৌগ যেমন $EtHgCl$, $PhHgCl$, $PhHgOOCCH_3$ এবং Me_2Hg বীজ সংরক্ষণের জন্য এবং কীটনাশক ও ছত্রাকনাশক পদার্থ হিসেবে ব্যবহৃত হয়।

ক্যাডমিয়াম এবং মারকারির বিষক্রিয়া (Toxicity of cadmium and mercury)

জীবন রক্ষার জন্য জিংক একটি প্রয়োজনীয় ধাতু হলেও একই রূপে অবস্থিত ক্যাডমিয়াম এবং মারকারি অত্যন্ত বিষাক্ত মৌল। শরীরে ক্যাডমিয়াম প্রবেশ করলে তা এনজাইম থেকে জিংককে অপসারণ করে এনজাইমের কার্যক্ষমতা নষ্ট করে। মারকারি বাষ্প অত্যন্ত বিষাক্ত, এটি শ্বাসের সাথে ফুসফুসে প্রবেশ করলে মাথা বিমবিম করে এবং ফুসফুস ও মস্তিষ্ককে ক্ষতি করে। সেজন্য মারকারি সব সময় ঢেকে রাখা উচিত এবং কোথাও পড়ে গেলে সাজফার গুড়া ঢেলে মাদ্রাডা করা উচিত, যাতে HgS গঠিত হয়।

খাদ্যের সাথে $HgCl_2$, Hg_2Cl_2 এবং HgO শরীরে প্রবেশ করলে এদের বিষক্রিয়া দেখা যায়। Hg^{II} এনজাইমের সাজবিক্রিয়া বন্ধ করে শরীরের ক্ষতি করে। শরীর থেকে মারকারি বের করার কোনো সুযোগ নেই।

কাঠের মন্ত এবং কাগজ প্রস্তুতের কারখানাতে মারকারি যৌগ ব্যবহৃত হয়। বীজ এবং চাষা গছ সংরক্ষণের কাজেও মারকারি যৌগ ব্যবহার করা হয়। এ সব কাজে ব্যবহৃত মারকারি যৌগ কোনোভাবে শরীরে প্রবেশ করলে শরীর অনুভূতিশূন্য হতে পারে, দৃষ্টিশক্তি নষ্ট হয়ে অন্ধ হতে পারে, বমিবিজ্ঞাসনেতে পারে এবং পাগল হয়ে যাওয়া এমন কি মৃত্যু পর্যন্ত ঘটতে পারে।

প্রশ্নমালা

১। Zn, Cd এবং Hg, এবং এদের $2+$ আয়নের ইলেকট্রন বিন্যাস লেখ পর্যায় সারণিতে এদের অবস্থান আলোচনা কর। এদেরকে অবস্থান্তর ধাতুর অন্তর্ভুক্ত করা যায় কি?

২। জিংক এবং ক্যাডমিয়ামের মধ্যে তুলনামূলক আলোচনা কর। ক্যাডমিয়ামের ধর্মের সাথে মারকারির ধর্মে যথেষ্ট মিল আছে কি? এতমাত্র উত্তরের স্বপক্ষে যুক্তি দেখাও।

৩। জিংক, ক্যাডমিয়াম এবং মারকারির গুরুত্বপূর্ণ আকরিকগুলো উল্লেখ কর এবং এগুলো থেকে কিভাবে ধাতুগুলো নিষ্কাশন করা যায় সংক্ষেপে বর্ণনা কর।

৪। জিংক, ক্যাডমিয়াম এবং মারকারির প্রধান ব্যবহারগুলো উল্লেখ কর।

৫। $Cu^{II}(B(12))$ মৌলসমূহের $+1$ জারণ অবস্থা উদাহরণসহ আলোচনা কর।

৬। Hg_2Cl_2 এবং $Hg_2(NO_3)_2$ এর পাঠনিক কঠামো একে দেখাত ' Hg^+ আয়নে একটি ক্যাডমিয়াম ইলেকট্রন উপস্থিত থাকে সত্ত্বেও এ যৌগ দুটি পরমাণুগোষ্ঠীক ধর্মবিশিষ্ট হয় না কেন?

৭। ব্যাখ্যা করো :

(ক) উত্তপ্ত করলে জিংকের অক্সাইড হলুদ বর্ণ ধারণ করে, কিন্তু শীতল অবস্থায় এটি পুনরায় সাদা দেখায়।

(খ) $Zn(OH)_2$ এবং $Cd(OH)_2$ উভয়েই অ্যামোনিয়া দ্রবণে দ্রবীভূত হয় কিন্তু $NaOH$ দ্রবণে কেবল $Zn(OH)_2$ দ্রবীভূত হয়।

(গ) Zn^{2+} আয়নের তুলনায় Cd^{2+} আয়নের অস্তিত্বকরী যৌগগুলো অধিক সুস্থিত।

(ঘ) জিংক লবণের প্রশম দ্রবণের মধ্যে H_2S চালনা করলে জিংক সালফাইডের অধঃক্ষেপ সৃষ্টি হয়, কিন্তু এন্ড্রীয় দ্রবণে H_2S চালনা করলে কোনো অধঃক্ষেপ পাওয়া যায় না।

৮। মারকারির একটি আকরিকের নাম ও সূত্র লিখ। এ আকরিক থেকে কিরূপে মারকারি নিষ্কাশন করা হয়?

মারকারি থেকে শুরু করে কিরূপে (i) মারকারি (I) ক্লোরাইড এবং (ii) মারকারি (II) ক্লোরাইড প্রস্তুত করা যায়?

মারকারি (I) আয়নের দুটি জটিল যৌগের উদাহরণ দাও।

৯। $Hg_2(NO_3)_2 \cdot 2H_2O$ যৌগটির পাঠনিক কাঠামো আঁক। এটি কিভাবে প্রস্তুত করা যায়? যৌগটি উত্তপ্ত করলে কি ঘটে?

১০। Hg_2^{2+} আয়নের সবচেয়ে পরিচিত দুটি যৌগের নাম এবং পাঠনিক সংকেত লিখ। যৌগ দুটি কিভাবে প্রস্তুত করা যায়?

১১। মারকিউরাস আয়নকে Hg^+ না লিখে Hg_2^{2+} লিখা হয় কেন? এরূপ সংকেতের পক্ষে কি প্রমাণ আছে?

১২। মারকারি (II) ক্লোরাইডের জলীয় দ্রবণের সাথে নিম্নলিখিত বিকারকগুলো মিশ্রিত করলে কি ঘটে তা সমীকরণসহ বর্ণনা কর :

- (ক) পটাশিয়াম আয়োডাইডের জলীয় দ্রবণ,
- (খ) স্ট্রোন্টাস ক্লোরাইডের জলীয় দ্রবণ,
- (গ) সোডিয়াম হাইড্রোজেনসালফাইডের জলীয় দ্রবণ,
- (ঘ) কপার।

১৩। জিংক এবং ক্যাডমিয়াম উভয়ের একটিকে (i) দুই সন্নিবেশ সংখ্যার জটিল, (ii) চার সন্নিবেশ সংখ্যার জটিল, (iii) পাঁচ সন্নিবেশ সংখ্যার জটিল এবং (iv) ছয় সন্নিবেশ সংখ্যার জটিলের উদাহরণ দাও এবং গাঠনিক সংকেত ঐকে দেখাও।

১৪। নিচের বিক্রিয়াগুলোর সমীকরণ লিখ :

- (ক) $HgCl_2 + KI \longrightarrow$
- (খ) $HgCl_2 + Na [Co(CO)_4] \longrightarrow$
- (গ) $HgI_2 + KI \longrightarrow$
- (ঘ) $HgCl_2 + KCN \longrightarrow$
- (ঙ) $HgCl_2 + RMgX \longrightarrow$

১৫। Cd^{2+} আয়নের সাথে Et_2NCS_2 আয়নের দ্বারা গঠিত জটিল যৌগটির গাঠনিক চিত্র আঁক।

১৬। জিংক এবং ক্যাডমিয়াম ডাইথায়োক্যার্বামেট জটিল দুটি ডাইমার অবস্থায় থাকে এবং এদের সংকেত $[M (S_2CNR_2)_2]_2$ । এরূপ জটিলের গাঠনিক চিত্র অঙ্কন কর

১৭। নিচের বিক্রিয়াগুলোর সমতাকৃত সমীকরণ দাও :

- (ক) মারকারি (I) হাইড্রোজেনের অসামঞ্জস্যকরণ বিক্রিয়া,
- (খ) Hg^{II} ক্লোরাইডের আদ্রবিশ্লেষণ বিক্রিয়া,
- (গ) জিংক নাইট্রেট দ্রবণের আদ্রবিশ্লেষণ বিক্রিয়া,
- (ঘ) মারকারি (II) অক্সাইডের তাপীয় বিয়োজন বিক্রিয়া।

১৮। অল্প পরিমাণ জরক পদার্থের সাথে মারকারির বিক্রিয়া করলে Hg^I যৌগ পাওয়া যায়, কিন্তু অধিক পরিমাণ জরক পদার্থের সাথে মারকারির বিক্রিয়া করে Hg^{II} যৌগ পাওয়া যায়। ব্যাখ্যা কর।

১৯। ক্যাডমিয়াম কিভাবে নিষ্কাশন করা হয় এবং কি কাজে ব্যবহৃত হয়? এটি এত বিয়াক্ত পদার্থ কেন?

২০। পরিবেশের উপর মারকারির বিক্রিয়া সম্পর্কে সংক্ষিপ্ত আলোচনা কর।

২১। মারকারি (II) এর কয়েকটি জটিল যৌগের উদাহরণ দাও যেগুলোতে মারকারির সন্নিবেশ সংখ্যা যথাক্রমে ২, ৪ এবং ৬ হয়। যৌগগুলোর গাঠনিক কাঠামোর চিত্র আঁক।

২২। জিংক এবং ক্যাডমিয়ামের জৈবধাতব যৌগগুলো সম্পর্কে একটি টীকা লিখ।

২৩। মারকারির জৈবধাতব যৌগগুলো কিভাবে প্রস্তুত করা যায়? এদের সাধারণ ধর্ম এবং ব্যবহার উল্লেখ কর।

২৪। নেস্কার দ্রবণ কি? এটি কিভাবে প্রস্তুত করা হয়? অ্যামোনিয়া শনাক্তকরণে এর ব্যবহার উল্লেখ কর।

২৫। ডাইঅ্যালকাইল ক্যাডমিয়াম কিভাবে প্রস্তুত করা যায়? কিটোন প্রস্তুতিতে এর ব্যবহার উল্লেখ কর।

০৪৬
কৃষ্ণ
কলি-৪

গ্রন্থপঞ্জি •

1. N.N. Greenwood and A. Earnshaw, *Chemistry of the Elements*. Pergamon Press, 1989.
2. F.A. Cotton and G. Wilkinson, *Advanced Inorganic Chemistry*, 4th ed., John Wiley & Sons, 1980.
3. F.A. Cotton, G. Wilkinson and P. L. Gaus, *Basic Inorganic Chemistry*, 3rd ed., John Wiley & Sons, 1995.
4. J.D. Lee, *Concise Inorganic Chemistry*, 4th ed., ELBS, 1995.
5. G.F. Liptrot, *Modern Inorganic Chemistry*, 4th ed., ELBS, 1990.
6. A.G. Sharpe, *Inorganic Chemistry*, ELBS, 1984.
7. S.Z. Haider, *Introduction to Modern Inorganic Chemistry*, Friends International, Dhaka, 1994.
8. R.D. Madan, *Modern Inorganic Chemistry*, S.Chand & Company Ltd., New Delhi, 1994.
9. D.F. Shriver, P.W. Atkins and C.H. Langford, *Inorganic Chemistry*, ELBS, 1991.
10. Emsley, *The Elements*, 2nd ed., ELBS, 1991.

BANSDOC LIBRARY
Accession No. 17882



