

7C

CHAPTER

গ্রুপ-17 মৌলসমূহ— হ্যালোজেন পরিবার

Group-17 Elements — The Halogen Family

❖ সূচনা (Introduction) :

আধুনিক পর্যায়-সারণির গ্রুপ VIIA (আধুনিক মতে 17)-এ অধাতব মৌল ফ্লুরিন, ক্লোরিন, ব্রোমিন, আয়োডিন এবং অ্যাস্টাটিন (At) স্থান পেয়েছে। এদের ভৌত ও রাসায়নিক ধর্মের অনেক সাদৃশ্য থাকায় এদের একই পরিবারভুক্ত বলা হয়।

গ্রিক ভাষায় *halos* শব্দটির অর্থ হল *Sea-salt* (সমুদ্রের লবণ) এবং *genes* মানে হল *to produce* অর্থাৎ *halogens* শব্দের অর্থ *Sea-salt producers* (যা দিয়ে সমুদ্রের লবণ উৎপন্ন হয়)।

সমুদ্রের জলে ফ্লুরিন, ক্লোরিন, ব্রোমিন ও আয়োডিন লবণ পাওয়া যায়। সেইজন্য ফ্লুরিন, ক্লোরিন, ব্রোমিন ও আয়োডিন এই মৌলগুলিকে সাধারণভাবে হ্যালোজেন বলে এবং সামগ্রিকভাবে এই পরিবারকে হ্যালোজেন পরিবার বলে। এই গ্রুপের শেষ মৌল অ্যাস্টাটিন (At) তেজস্ক্রিয় (অর্ধায়ু = 8.3 ঘণ্টা) এবং এর সম্পর্কে খুবই কম জানা গেছে। এদের প্রত্যেকের সর্ববহিস্থ কক্ষে 7 টি ইলেকট্রন (ns^2np^5) থাকায় এরা সহজেই একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে অ্যানায়নে পরিণত হয় (নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন-বিন্যাস লাভের জন্য)। অত্যন্ত সক্রিয় বলে এদের প্রকৃতিতে মুক্ত অবস্থায় পাওয়া যায় না, যৌগ অবস্থায় পাওয়া যায়।

অধ্যায়ের বিষয়-বিন্যাস.....

- ❑ হ্যালোজেন পরিবারের মৌলগুলির ইলেকট্রন-বিন্যাস
- ❑ হ্যালোজেনের উৎস
- ❑ হ্যালোজেনসমূহের ভৌত ধর্মের সাধারণ বৈশিষ্ট্য
- ❑ হ্যালোজেনসমূহের রাসায়নিক ধর্মের প্রবণতা
- ❑ হ্যালোজেনের অক্সি-অ্যাসিড
- ❑ আন্তঃহ্যালোজেন যৌগ
- ❑ আয়োডিনের ক্ষারকীয় বা ক্যাটায়নিক ধর্ম
- ❑ ফ্লুরিনের অস্বাভাবিক আচরণ
- ❑ ফ্লুরিন
- ❑ ক্লোরিন
- ❑ ব্রোমিন
- ❑ আয়োডিন
- ❑ হাইড্রোজেন ফ্লুরাইড
- ❑ হাইড্রোজেন ক্লোরাইড
- ❑ হাইড্রোব্রোমিক অ্যাসিড
- ❑ হাইড্রোজেন আয়োডাইড
- ❑ হ্যালোজেন অ্যাসিডসমূহের ধর্মের তুলনা

7C.1 হ্যালোজেন পরিবারের মৌলগুলির ইলেকট্রন-বিন্যাস

Electronic Configuration of Halogens

মৌল	পারমাণবিক সংখ্যা	ইলেকট্রন-বিন্যাস	সর্ববহিস্থ কক্ষের ইলেকট্রন-বিন্যাস
F	9	[He] $2s^2 2p^5$	$2s^2 2p^5$
Cl	17	[Ne] $3s^2 3p^5$	$3s^2 3p^5$
Br	35	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^5$	$4s^2 4p^5$
I	53	[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^5$	$5s^2 5p^5$
At	85	[Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^5$	$6s^2 6p^5$

7C.2 হ্যালোজেনের উৎস

Occurrence of Halogens

উচ্চ তাড়িত-ঋণাত্মকতার জন্য হ্যালোজেন মৌলগুলি খুব সক্রিয় হয় এবং এইজন্য এদের মুক্ত অবস্থায় পাওয়া যায় না, নিম্নলিখিত যৌগগুলিতে এদের পাওয়া যায়—

১ ফ্লুরিন	১ ফ্লুরস্পার (Fluorspar) (CaF_2), ২ ক্রায়োলাইট (Cryolite) ($\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$ বা Na_3AlF_6) ৩ ফ্লুরঅ্যাপেটাইট (Fluorapatite) [$3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$]
২ ক্লোরিন	১ সোডিয়াম ক্লোরাইড (NaCl), রক সল্ট, সমুদ্রের জল, 2.8% NaCl (ওজন হিসাবে) ২ কর্নালাইট ($\text{KCl}, \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$)
৩ ব্রোমিন	১ সমুদ্রের জলে ক্ষার ধাতু ক্ষারীয় মুক্তিকা ধাতুর ব্রোমাইড হিসেবে। ২ কর্নালাইটের মধ্যে KBr এবং MgBr_2 অশুদ্ধি হিসেবে।
৪ আয়োডিন	১ সমুদ্রের জলে ক্ষার ধাতুর আয়োডাইড লবণ থাকে এবং এতে 0.001% I_2 থাকে। ২ চিলি সল্ট পিটার (NaNO_3) বা ক্যালিচ-এ 0.2% আয়োডিন সোডিয়াম আয়োডেট (NaIO_3) লবণ হিসেবে থাকে। ৩ কেলে-এ 0.4-1.3% I_2 থাকে।

7C.3 হ্যালোজেনসমূহের ভৌত ধর্মের সাধারণ বৈশিষ্ট্য

General Trends in Physical Properties of Halogens

সারণি : হ্যালোজেন পরিবারের মৌলগুলির (গ্রুপ VIIA অথবা গ্রুপ 17) কয়েকটি ভৌত ধর্ম

ধর্ম	ফ্লুরিন (F_2)	ক্লোরিন (Cl_2)	ব্রোমিন (Br_2)	আয়োডিন (I_2)	অ্যান্টিমোন (At_2)
১ পরমাণু-ক্রমাঙ্ক	9	17	35	53	85
২ পারমাণবিক ভর	19	35.5	79.9	126.9	210.0
৩ সর্ববহিস্থ কক্ষের ইলেকট্রন-বিন্যাস	$2s^2 2p^5$	$3s^2 3p^5$	$4s^2 4p^5$	$5s^2 5p^5$	$6s^2 6p^5$
৪ সমযোজী ব্যাসার্ধ (pm)	72	99	114	133	—
৫ আয়নীয় ব্যাসার্ধ (x^-) (pm)	133	184	196	220	—
৬ বর্ণ ও অবস্থা	হালকা হলুদ গ্যাসীয়	সবুজাভ হলুদ গ্যাসীয়	লালচে বাদামি তরল	বেগুনি বা ধূসর কঠিন	—
৭ তাড়িত-ঋণাত্মকতা	4.0	3.0	2.8	2.5	—
৮ আয়নীভবন বিভব (I.P.)	(kJ/mole) 1680 (eV) 17.4	1256 13.0	1142 11.8	1008 10.4	—
৯ ইলেকট্রন আসক্তি	(kJ/mole) 333 (eV) 3.62	348.5 3.79	324 3.56	295 3.28	—
১০ ঘনত্ব (g/mL)	1.108	1.57	3.14	4.94	—
১১ গলনাঙ্ক (K)	54.4	172	265.8	386.6	—
১২ স্ফুটনাঙ্ক (K)	84.7	239	332.5	458.2	—
১৩ তাপীয় বিয়োজন শক্তি (kJ/mole)	158.8	242.6	192.8	151.1	—
১৪ হাইড্রেশন শক্তি (kJ/g-ion)	-510	-372	-399	-301	—
১৫ E^0 (volt): $\text{X}_2 + 2e \rightleftharpoons 2\text{X}^-$	+ 2.80	+ 1.36	+ 1.07	+ 0.54	—
১৬ প্রকৃতিতে পাওয়া যায় (ppm) (abundance in earth crust)	800	480	2	0.3	—
১৭ জারণ অবস্থা	-1	-1, +1, +3, +4, +5, +6, +7	-1, +1, +3, +4, +5, +6	-1, +1, +3, +5, +7	—

1. পারমাণবিক ও আয়নীয় ব্যাসার্ধ (Atomic and Ionic radii) : তুলনামূলকভাবে হ্যালোজেন মৌলগুলির পারমাণবিক এবং আয়নীয় ব্যাসার্ধ ছোটো হয় এবং এই শ্রেণির (VIIA বা 17) ওপর থেকে নীচের দিকে ক্রমাগত শক্তিস্তরের সংখ্যা বৃদ্ধির ফলে পারমাণবিক এবং আয়নীয় ব্যাসার্ধ নিয়মিতভাবে বৃদ্ধি পায়।

2. গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক (mp and bp) : হ্যালোজেন অণুগুলির, অণুর আকৃতি (molecular size) বৃদ্ধির সঙ্গে সঙ্গে F_2 থেকে I_2 -এর দিকে গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক বৃদ্ধি পায়— এই সমস্ত অণুগুলির ক্ষেত্রে যে দুর্বল ডান ডার ওয়ালস আকর্ষণ বল উপস্থিত থাকে, সেই আকর্ষণ বলের মান অণুর আকার বাড়ার সঙ্গে সঙ্গে বৃদ্ধি পায় এবং এদের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক বৃদ্ধি পায়।

3. বর্ণ (Colour) : সমস্ত হ্যালোজেন অণুগুলি রঙিন। হ্যালোজেনের বিভিন্ন বর্ণের কারণ হল হ্যালোজেন অণুগুলি দৃশ্যমান আলো শোষণ করে। ফলে এদের সর্ববহিস্থ কক্ষের ইলেকট্রনগুলি উচ্চ শক্তিস্তরে উন্নীত হয়। ইলেকট্রনগুলির উচ্চ শক্তিস্তরে পৌঁছানোর জন্য যে শক্তির প্রয়োজন সেটি পরমাণুর আকারের ওপর নির্ভর করে। যেহেতু F_2 থেকে I_2 পর্যন্ত পরমাণুগুলির আকার বৃদ্ধি পায়। তাই F_2 থেকে I_2 পর্যন্ত পরমাণুগুলির মুখ্য শক্তিস্তরের সংখ্যাও বৃদ্ধি পায়। ফলে উদ্দীপিত হওয়ার জন্য প্রয়োজনীয় শক্তির পরিমাণ F_2 থেকে I_2 পর্যন্ত ক্রমে কমেতে থাকে। অর্থাৎ সর্ববহিস্থ কক্ষের শক্তিস্তর এবং উচ্চ শক্তিস্তরের পার্থক্যের ওপর শোবিত আলোর তরঙ্গদৈর্ঘ্য নির্ভর করে।

① F_2 অণুর ক্ষেত্রে এই দুটি শক্তিস্তরের পার্থক্য সর্বাধিক হওয়ায় এটি উচ্চ শক্তির অর্থাৎ কম তরঙ্গদৈর্ঘ্যবিশিষ্ট আলোক শোষণ করে। ফলে F_2 গ্যাসের বর্ণ হলুদ হয়।

② I_2 অণুর ক্ষেত্রে এই দুটি শক্তিস্তরের পার্থক্য সর্বনিম্ন হওয়ায় এটি কম শক্তির অর্থাৎ বেশি তরঙ্গদৈর্ঘ্যবিশিষ্ট আলোক শোষণ করে। ফলে I_2 গ্যাসের বর্ণ বেগুনি হয়।

③ Cl_2 এবং Br_2 মধ্যবর্তী তরঙ্গদৈর্ঘ্যবিশিষ্ট আলোকরশ্মি শোষণ করে। এদের বর্ণ হয় যথাক্রমে সবুজাভ হলুদ এবং লালচে বাদামি। অর্থাৎ এই শ্রেণির ওপর থেকে নীচের দিকে ক্রমশ বর্ণের গাঢ়ত্ব বৃদ্ধি পায়।

4. ভৌত অবস্থা (Physical state) : হ্যালোজেনগুলি দ্বিপরমাণুক সমযোজী অণুরূপে অবস্থান করে, যেমন— F_2, Cl_2, Br_2, I_2 । এই সমস্ত অণুগুলির ক্ষেত্রে আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল (intermolecular forces of attraction) কম হওয়ার জন্য অণুগুলি বিচ্ছিন্ন (discrete) এবং উদ্ভাসী প্রকৃতির হয়। অপরদিকে আকার বাড়ার সঙ্গে সঙ্গে অণুগুলি সহজে polarisable হয় এবং F_2 থেকে I_2 -এর দিকে আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বল বাড়তে থাকে। এইজন্য ঘরের উন্নতায় ফ্লুরিন এবং ক্লোরিন গ্যাসীয় হয়, ব্রোমিন তরল এবং আয়োডিন কঠিন অবস্থায় থাকে।

5. তড়িৎ-ঋণাত্মকতা (Electronegativity) : ক্ষুদ্র আকার এবং উচ্চ নিউক্লিয়াসের আধানের জন্য হ্যালোজেনগুলি উচ্চ তড়িৎ-ঋণাত্মকবিশিষ্ট হয়। এই হ্যালোজেন মৌলগুলির মধ্যে ফ্লুরিন সবচেয়ে বেশি তড়িৎ-ঋণাত্মক এবং অ্যাস্টাটিন সবচেয়ে কম। এই শ্রেণির নীচের দিকে যত যাওয়া যায় তড়িৎ-ঋণাত্মকতা কমেতে থাকে অর্থাৎ অধাতব ধর্ম কমেতে থাকে এবং ধাতব ধর্ম বাড়তে থাকে। আয়োডিন কিছুটা ধাতব ধর্ম দেখায়।

6. আয়নীভবন শক্তি (Ionisation energy) : ক্ষুদ্র আকার (small size) এবং উচ্চ নিউক্লিয়াসের আধানের (high nuclear charge) জন্য হ্যালোজেন মৌলগুলি উচ্চ আয়নীভবন শক্তিসম্পন্ন (High I.P.) হয়। কিন্তু এই শ্রেণির যত নীচের দিকে যাওয়া যায়— ① পরমাণুর আকার বৃদ্ধির জন্য এবং ② অভ্যন্তরীণ ইলেকট্রনগুলির আবরণী ক্ষমতা বৃদ্ধির জন্য আয়নীভবন শক্তির মান কমেতে থাকে।

আয়োডিনের আয়নীভবন শক্তির মান এত কম যে, এটি ইলেকট্রন ত্যাগ করে I^+ আয়ন উৎপন্ন করতে পারে।

7. ইলেকট্রন আসক্তি (Electron affinity) : হ্যালোজেন পরমাণুগুলির সর্ববহিস্থ কক্ষে সাতটি ইলেকট্রন থাকায়, সহজে একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে নিকটবর্তী নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন-বিন্যাস লাভ করে অর্থাৎ এদের ইলেকট্রন গ্রহণ করার ক্ষমতা সর্বাধিক। এছাড়া প্রত্যেকটি হ্যালোজেন পরমাণুর নিউক্লীয় চার্জের মাত্রা বেশি হওয়ার ওরা সহজে 1টি ইলেকট্রন গ্রহণ করতে পারে। এর ফলে 1টি ইলেকট্রন গ্রহণ করলে খুব বেশি পরিমাণ শক্তি মুক্ত হয়। এই কারণে এদের ইলেকট্রন আসক্তির মান যথেষ্ট বেশি।

এই শ্রেণির ওপর থেকে নীচের দিকে পরমাণুর আকার বৃদ্ধির সঙ্গে সঙ্গে ইলেকট্রন আসক্তির মান ক্রমাগত হ্রাস পায়।

জেনে রেখো

ফ্লুরিনের ইলেকট্রন আসক্তির মান ক্লোরিনের চেয়ে কম—

যেহেতু F-এর তড়িৎ-ঋণাত্মকতা সর্বোচ্চ, সুতরাং F-এর ইলেকট্রন আসক্তির মানও সর্বোচ্চ হওয়া উচিত ছিল। কিন্তু F-এর ইলেকট্রন আসক্তির মান Cl-এর চেয়েও কম। F এবং Cl উভয় পরমাণুতেই সর্ববহিস্থ কক্ষে 7টি করে ইলেকট্রন থাকে। F-পরমাণুর আকার সবচেয়ে ছোটো হওয়ায় F-পরমাণুর সর্ববহিস্থ কক্ষে ইলেকট্রনের ঘনত্ব খুব বেশি হয়। তাই নবাগত কোনো ইলেকট্রন F-পরমাণুর মধ্যে সহজে প্রবেশ করতে পারে না। কিন্তু Cl পরমাণুর আকার F-এর চেয়ে বড়ো, ফলে সর্ববহিস্থ কক্ষের ইলেকট্রনগুলির মধ্যে বিকর্ষণ বল অপেক্ষাকৃত কম। অপরদিকে নিউক্লীয় চার্জ বেশি হওয়ায় নবাগত ইলেকট্রন Cl-পরমাণুতে যুক্ত হতে পারে, ফলে Cl-পরমাণুতে একটি ইলেকট্রন যুক্ত হলে আরো বেশি শক্তি মুক্ত হয়। তাই F-এর চেয়ে Cl-এর ইলেকট্রন আসক্তির মান খুব বেশি।

8. বন্ধন শক্তি (Bond energy) : F—F বন্ধন দূরত্বের মান সবচেয়ে কম হলেও F—F বন্ধন শক্তির মান Cl—Cl বা Br—Br বন্ধন শক্তির চেয়ে কম।

F—F বন্ধনের বন্ধন বিয়োজন শক্তির মান কম হওয়ার কারণ হল 2p-কক্ষকে উপস্থিত ইলেকট্রনগুলির মধ্যে তীব্র বিকর্ষণ (non-bonding)। এইরূপ দুটি ইলেকট্রন ঘনত্বযুক্ত F-পরমাণু বন্ধনী সৃষ্টির জন্য কাছাকাছি আসতে চাইলে বিকর্ষণের জন্য একটু দূরে সরে যায়। অপরদিকে Cl—Cl বন্ধনের বিয়োজন শক্তির মান বেশি হওয়ার কারণ এক্ষেত্রে 3p-কক্ষের আকার বড়ো হওয়ার জন্য ইলেকট্রন—ইলেকট্রন বিকর্ষণ (inter electronic repulsion) কমে যায়।

9. জারণ অবস্থা (Oxidation states) : d-কক্ষ না থাকার জন্য ফ্লুরিন শুধুমাত্র -1 জারণ অবস্থা দেখায়।

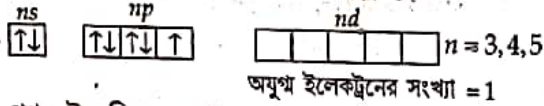
অন্যান্য হ্যালোজেনগুলির d-কক্ষ থাকায় একাধিক জারণ অবস্থা দেখায়, -1, +1, +3, +5, +7 ইত্যাদি।

সারণি : হ্যালোজেন মৌলগুলির বিভিন্ন জারণ অবস্থা :

হ্যালোজেন	জারণ অবস্থা বা জারণ স্তর এবং উদাহরণ						
	-1	+1	+3	+4	+5	+6	+7
ফ্লুরিন	HF, F ₂ O	-	-	-	-	-	-
ক্লোরিন	HCl	HClO, Cl ₂ O	HClO ₂ , ClF ₃	ClO ₂	HClO ₃	Cl ₂ O ₆	Cl ₂ O ₇ , HClO ₄
ব্রোমিন	HBr	HBrO	HBrO ₂ , BrF ₃	BrO ₂	HBrO ₃	BrO ₃	-
আয়োডিন	HI	ICl, HOI	HIO ₂ , IF ₃	I ₂ O ₄	IF ₅ , I ₂ O ₅ , HIO ₃	-	HIO ₄

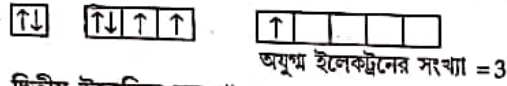
সুস্থিত অবস্থায় (G.S.) →

(জারণ স্তর -1 এবং +1)



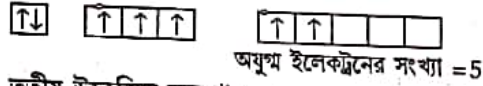
প্রথম উত্তেজিত অবস্থায় →

(জারণ স্তর = +3)



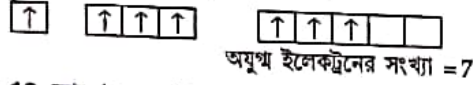
দ্বিতীয় উত্তেজিত অবস্থায় →

(জারণ স্তর = +5)



তৃতীয় উত্তেজিত অবস্থায় →

(জারণ স্তর = +7)

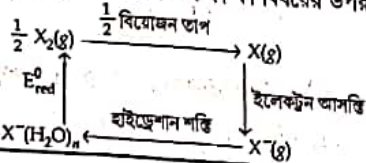


10. জারণ ক্ষমতা (Oxidising power) : হ্যালোজেন মৌলগুলির ইলেকট্রন আসক্তির মান বেশি হওয়ার জন্য এরা সহজেই ইলেকট্রন গ্রহণ করতে পারে এবং শক্তিশালী জারক দ্রব্য হিসেবে কাজ করে। হ্যালোজেন মৌলগুলির জারণ ক্ষমতা এই শ্রেণির যত নীচের দিকে যাওয়া হয় তত কমতে থাকে।
- ফ্লুরিন এত শক্তিশালী জারক দ্রব্য যে, এটি জলকে জারিত করে অক্সিজেনে পরিণত করে। $2F_2 + 2H_2O \longrightarrow 4HF + O_2$
- ফ্লুরিন, ক্লোরাইড, ব্রোমাইড, আয়োডাইডকে জারিত করে যথাক্রমে Cl₂, Br₂ ও I₂ উৎপন্ন করে।
- $2KCl + F_2 \longrightarrow 2KF + Cl_2$; $2KI + F_2 \longrightarrow 2KF + I_2$
- সাধারণভাবে, নিম্ন পরমাণু-ক্রমাঙ্কবিশিষ্ট হ্যালোজেন উচ্চ পরমাণু-ক্রমাঙ্কবিশিষ্ট হ্যালোজেন আয়নকে জারিত করে।

জেনে রেখো

ফ্লুরিনের তুলনায় ক্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তি বেশি হওয়া সত্ত্বেও ক্লোরিনের জারণ-ক্ষমতা ফ্লুরিনের থেকে কম—

$E^{\circ}_{F_2/2F} = 2.87 V$; $E^{\circ}_{Cl_2/2Cl} = 1.36 V$ অর্থাৎ Cl₂-এর তুলনায় ফ্লুরিনের জারণ ক্ষমতা বেশি। কিন্তু কোনো মৌলের জারণ-ক্ষমতা শুধুমাত্র মৌলটির ইলেকট্রন আসক্তির উপর নির্ভর করে না। নীচে বর্ন-হেবার চক্রের মাধ্যমে দেখানো হল যে, একটি মৌলের জারণ অথবা বিজারণ বিভব কী কী বিষয়ের উপর নির্ভর করে—



$\frac{1}{2} X_2(g) \longrightarrow X^-(H_2O)_n$ —এই রাসায়নিক পরিবর্তনের জন্য প্রয়োজনীয় শক্তির পরিমাণ নীচের ছকটিতে গণনা করা হল :

	$\frac{1}{2}$ (বিয়োজন তাপ) kJ/mole	ইলেকট্রন আসক্তি kJ/mole	হাইড্রেশন শক্তি kJ/mole	নেট শক্তি kJ/mole
F ₂	79.5	-333	-515	-768.5
Cl ₂	121.5	-348	-381	-607.5

এখানে দেখা যাচ্ছে যে, ক্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তি ফ্লুরিনের থেকে বেশি হলেও ফ্লুরিনের বন্ধন-বিয়োজন শক্তি অনেক কম এবং হাইড্রেশন শক্তি অনেক বেশি নেগেটিভ হওয়ায় মোট শক্তির পরিমাণ ফ্লুরিনের বেলায় অনেক বেশি নেগেটিভ। অর্থাৎ Cl₂-এর চেয়ে F₂ আরোও দ্রুত বিজারিত হয়। এই কারণে Cl₂-এর চেয়ে F₂-এর জারণ ক্ষমতা বেশি।

11. অন্যান্য মৌলের সঙ্গে বন্ধনের প্রকৃতি : হ্যালোজেন মৌলগুলি ধাতুর সঙ্গে যুক্ত হয়ে প্রধানত আয়নীয় হ্যালাইড যৌগ গঠন করে। VIIA অথবা 17 শ্রেণির যত নীচের দিকে যাওয়া যায় হ্যালাইড যৌগগুলির আয়নীয় চরিত্র কমতে থাকে, অপরদিকে সমযোজী চরিত্র বাড়তে থাকে। অর্থাৎ এই শ্রেণির ওপর থেকে নীচের দিকে যৌগগুলির ধ্রুবীয়তা ক্রমশ হ্রাস পায়। এর কারণ হল হ্যালাইড আয়নগুলির (X⁻) আকার যত বাড়তে থাকে, এর পোলারাইজেবিলিটি বাড়তে থাকে এবং এর ফলে যৌগগুলি সমযোজী চরিত্রের হয়ে পড়ে। উদাহরণ হিসেবে বলা যায় AlF₃ আয়নীয় কিন্তু AlCl₃ এবং AlBr₃ সমযোজী। উচ্চ জারণ স্তরের ধাতুগুলির সঙ্গে অথবা অধাতুর সঙ্গে হ্যালোজেন মৌলগুলি সমযোজী যৌগ গঠন করে যেগুলি ধ্রুবীয় চরিত্রের হয়। যৌগগুলির পোলারিটি কমতে থাকে যত এই শ্রেণির (VIIA বা 17) নীচের দিকে যাওয়া যায়।
12. দ্রাব্যতা (Solubility) : হ্যালোজেন মৌলগুলি অধুবীয় (non-polar) হওয়ার জন্য ধ্রুবীয় দ্রাবকে (যেমন—জলে) খুব বেশি পরিমাণে দ্রবীভূত হতে পারে না। ফ্লুরিন জলের সঙ্গে বিক্রিয়া করে ওজোন এবং অক্সিজেন উৎপন্ন করে বটে কিন্তু অন্যান্য হ্যালোজেনগুলি জৈব দ্রাবকে (যেমন—CS₂, CCl₄) বেশি দ্রবণীয় এবং রঙিন দ্রবণ তৈরি করে। অধুবীয় দ্রাবক CS₂, CCl₄ ইত্যাদিতে ক্লোরিন, ব্রোমিন ও আয়োডিন দ্রবীভূত হয়ে যথাক্রমে হলুদ, বাদামি এবং বেগুনি দ্রবণ উৎপন্ন করে।

70.4 হ্যালোজেনসমূহের রাসায়নিক ধর্মের প্রবণতা

Trends in Chemical Properties of Halogens

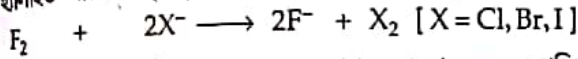
1. সক্রিয়তা (Reactivity) : হ্যালোজেন মৌলগুলি খুব সক্রিয় হয়। কিন্তু এদের মধ্যে ফ্লুরিন সবচেয়ে বেশি সক্রিয়। হ্যালোজেন মৌলগুলির

সক্রিয়তা F_2 থেকে I_2 -এর দিকে ধীরে ধীরে কমেতে থাকে। প্রধানত দুটি কারণে হ্যালোজেন মৌলগুলি বেশি সক্রিয়—

(a) হ্যালোজেন মৌলগুলির নিম্ন বিয়োজন শক্তি : অক্সিজেন, নাইট্রোজেন ইত্যাদি মৌলগুলির তুলনায় হ্যালোজেন মৌলগুলির বিয়োজন শক্তির পরিমাণ অনেক কম।

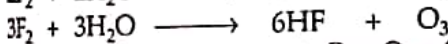
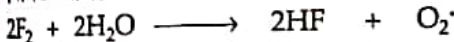
মৌল	F_2	Cl_2	Br_2	I_2	O_2	N_2
বিয়োজন শক্তি (kcal / mole)	37.7	57.2	45.4	35.5	118.3	225

(b) উচ্চ ইলেকট্রন আসক্তি : উচ্চ ইলেকট্রন আসক্তির জন্য হ্যালোজেন মৌলগুলি সহজে ইলেকট্রন গ্রহণ করতে পারে। হ্যালোজেন মৌলগুলির মধ্যে F_2 সবচেয়ে বেশি এবং I_2 সবচেয়ে কম সক্রিয়। নিম্ন পরমাণু-ক্রমাঙ্কবিশিষ্ট হ্যালোজেন মৌল উচ্চ পরমাণু-ক্রমাঙ্কবিশিষ্ট হ্যালাইড আয়নকে (X^-) জারিত করে। উদাহরণস্বরূপ—

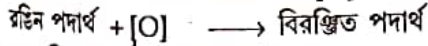
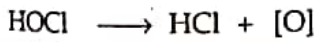
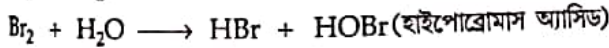
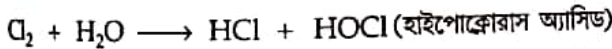


2. জলের সঙ্গে বিক্রিয়া (Reaction with water) : জলের প্রতি তীব্র আসক্তি থাকার জন্য এরা জলকে সহজে বিয়োজিত করতে পারে। বিক্রিয়ার তীব্রতা এই শ্রেণির যত নীচের দিকে যাওয়া হয় তত কমতে থাকে।

① ফ্লুরিন জলের সঙ্গে বিস্ফোরণ সহকারে বিক্রিয়া করে এবং ওজেন নিশ্চিত অক্সিজেন উৎপন্ন করে।



② ক্লোরিন এবং ব্রোমিন জলের সঙ্গে খুব ধীর গতিতে বিক্রিয়া করে। এদের জলীয় দ্রবণ স্থায়ী বিরঞ্জক হিসেবে কাজ করে।



③ আয়োডিন জলকে জারিত করতে পারে।

3. ধাতু ও অধাতুর সঙ্গে যুক্ত হওয়ার ক্ষমতা (Reactivity towards metals and non-metals) : হ্যালোজেন মৌলগুলি ধাতুর সঙ্গে বিক্রিয়া করে হ্যালাইড যৌগ গঠন করে।

① ফ্লুরিন এত সক্রিয় যে এটি গোল্ড, প্ল্যাটিনাম ইত্যাদি কম সক্রিয় ধাতুগুলিকে আক্রমণ করে।

② ক্লোরিন এই সমস্ত মৌলগুলির (Au, Pt) সঙ্গে খুব ধীর গতিতে বিক্রিয়া করে।

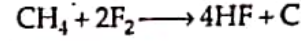
③ ব্রোমিন ও আয়োডিন ওই সমস্ত কম সক্রিয় ধাতুগুলির সঙ্গে বিক্রিয়া করে না।

হ্যালোজেন মৌলগুলি কতকগুলি অধাতু, যেমন—S, As, P ইত্যাদির সঙ্গে বিক্রিয়া করে সমযোজী হ্যালাইড ($PCl_3, PBr_3, AsCl_3, S_2Cl_2$ ইত্যাদি) গঠন করে। এই শ্রেণির যত নীচের দিকে যাওয়া যায় তত বিক্রিয়ার সক্রিয়তা কমেতে থাকে।

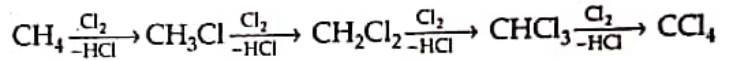
উদাহরণস্বরূপ, সালফারের সঙ্গে F_2 বিক্রিয়া করে সালফার হেক্সাফ্লুরাইড (SF_6) উৎপন্ন করে, Cl_2 বিক্রিয়া করে টেট্রাক্লোরাইড (SCl_4) উৎপন্ন করে এবং Br_2 বিক্রিয়া করে ডাইব্রোমাইড (SBr_2) উৎপন্ন করে কিন্তু আয়োডিন (I_2) সালফারের সঙ্গে আদৌ বিক্রিয়া করে না।

4. হাইড্রোকার্বনের সঙ্গে বিক্রিয়া (Reaction with hydrocarbons) : হ্যালোজেন মৌলগুলি হাইড্রোকার্বনের সঙ্গে বিক্রিয়া করে কিন্তু এক্ষেত্রেও বিক্রিয়ার সক্রিয়তা হ্যালোজেন পরমাণুগুলির পরমাণু-ক্রমাঙ্ক বাড়ার সঙ্গে সঙ্গে হ্রাস পায়।

① ফ্লুরিন সম্পূর্ণ অন্ধকারের মধ্যেও মিথেনের সঙ্গে এত তীব্রগতিতে বিক্রিয়া করে যে, এর ফলে বিস্ফোরণ ঘটে এবং হাইড্রোজেন ফ্লুরাইড ও কার্বন (ঝুলের আকারে) উৎপন্ন হয়।



② একই পারিপার্শ্বিক অবস্থায় CH_4 -এর সঙ্গে Cl_2 -এর বিক্রিয়ার গতি তুলনামূলকভাবে অনেক কম। তবে, CH_4 ও Cl_2 -এর বিক্রিয়া ধীর গতিতে এবং ধাপে ধাপে ঘটে $CH_3Cl, CH_2Cl_2, CHCl_3$ এবং CCl_4 যৌগগুলি উৎপন্ন করে।

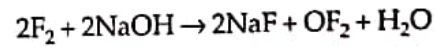


③ মিথেনের সঙ্গে Br_2 -এর বিক্রিয়ার প্রকৃতি Cl_2 -এর অনুরূপ, তবে ওই বিক্রিয়া আরোও ধীরগতিতে হয়।

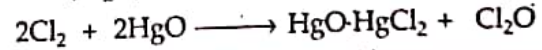
④ সাধারণ অবস্থায় CH_4 -এর সঙ্গে আয়োডিনের বিক্রিয়া হয় না বললেই চলে। এই বিক্রিয়া উভমুখী : $CH_4 + I_2 \rightleftharpoons CH_3I + HI$

5. অক্সাইড যৌগ গঠন (Formation of oxides) : হ্যালোজেন মৌলগুলি অক্সিজেনের সঙ্গে সরাসরি যুক্ত হয় না কিন্তু এদের অক্সাইড পরোক্ষভাবে তৈরি করা যায়।

উদাহরণস্বরূপ, F_2 -এর সঙ্গে লঘু $NaOH$ -এর বিক্রিয়ায় অক্সিজেন ডাইফ্লুরাইড (OF_2) উৎপন্ন হয়।



ক্লোরিনের সঙ্গে অধঃক্ষিপ্ত মারকিউরিক অক্সাইডের বিক্রিয়ায় ডাইক্লোরিন অক্সাইড (Cl_2O) পাওয়া যায়।



ফ্লুরিনের সঙ্গে অক্সিজেনের যৌগকে ফ্লুরাইড বলা হয় কারণ ফ্লুরিন অক্সিজেনের চেয়ে বেশি তড়িৎ-ঋণাত্মক। প্রতিটি হ্যালোজেনের অক্সাইডগুলির মধ্যে উচ্চ অক্সাইডগুলি বেশি স্থায়ী হয়

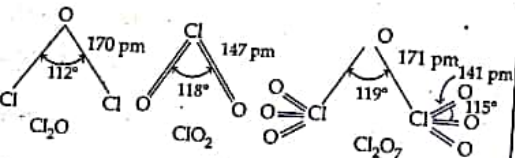
ফ্লুরিনের দুটি অক্সিজেন ঘটিত যৌগ F_2O এবং F_2O_2 -এর কথা জানা আছে। ক্লোরিন, ব্রোমিন ও আয়োডিন O_2 -এর সঙ্গে বিভিন্ন অক্সাইড উৎপন্ন করে যেগুলির মধ্যে ওদের জারণ অবস্থা +1 থেকে +7 পর্যন্ত হতে পারে। Cl -এর কয়েকটি বিশেষ অক্সাইড হল Cl_2O, ClO_2, Cl_2O_6 এবং Cl_2O_7 । ব্রোমিন অক্সিজেনের সঙ্গে Br_2O, BrO_2, Br_3O_3 ইত্যাদি অস্থায়ী অক্সাইড গঠন করে। আয়োডিন O_2 -এর সঙ্গে I_2O_4, I_2O_5, I_2O_7 প্রভৃতি কয়েকটি অপেক্ষাকৃত স্থায়ী অক্সাইড উৎপন্ন করে। হ্যালোজেনের সব অক্সাইডগুলিই তীব্র জারক পদার্থ এবং সামান্য ঠাণ্ডা লাগলে অথবা উত্তপ্ত করলে তীব্র বিস্ফোরণ সহ বিয়োজিত হয়ে যায়। ClO_2 হল তীব্র জারক— তাপ অথবা সামান্য আঘাতে তীব্র বিস্ফোরণ সহ বিস্ফীর্ণ হয়ে যায়। হ্যালোজেনের বিভিন্ন অক্সাইডগুলির মধ্যে হ্যালোজেন মৌলগুলির বিভিন্ন জারণ অবস্থা পরের পৃষ্ঠায় সারণিতে দেখানো হয়েছে।

সারণি : হ্যালোজেন-অক্সিজেন যৌগ

জারণ অবস্থা	ফ্লুরিন	ক্লোরিন	ব্রোমিন	আয়োডিন
+1	OF ₂	Cl ₂ O	Br ₂ O	-
+2	O ₂ F ₂	-	-	-
+3	-	Cl ₂ O ₃	-	-
+4	-	ClO ₂	Br-O ₂	I ₂ O ₄
+5	-	-	-	I ₂ O ₅
+6	-	Cl ₂ O ₆	-	-
+7	-	Cl ₂ O ₇	-	-

জেনে রেখো

সমস্ত অক্সাইডগুলি শক্তিশালী জারক দ্রব্য, উত্তাপ প্রয়োগে ভেঙে যায়। কতকগুলি অক্সাইডের গঠন নীচে দেওয়া হল-



এই অক্সাইডগুলিতে হ্যালোজেন-অক্সিজেন বন্ধনের প্রকৃতি মূলত সমযোজী। তবে I₂O₄ এবং I₂O₅-এর ব্যতিক্রম। হ্যালোজেনের অক্সাইডগুলির স্থায়িত্বের কোনো ধারাবাহিকতা নেই। F₂O দ্বৈগুণিত বেশ স্থায়ী। কিন্তু ক্লোরিনের অক্সাইডগুলি সাধারণত অস্থায়ী এবং উচ্চতর অক্সাইডগুলি বিশেষতঃ (যেমন- Cl₂O₇) ক্লোরিনের অক্সাইডগুলি ক্লোরিনের অক্সাইডগুলি অপেক্ষা কম স্থায়ী। কিন্তু আয়োডিনের অক্সাইডগুলির স্থায়িত্ব বেশ ভালো। F₂O জলে দ্রবীভূত হয়, কিন্তু জলীয় দ্রবণটি প্রশম থাকে। অম্লিক হয় না। সুতরাং, F₂O কোনো অ্যাসিডের নিরূপক নয়। পক্ষান্তরে, অন্যান্য হ্যালোজেনের অক্সাইডগুলির অধিকাংশই হ্যালোজেনের কোনো না কোনো অক্সি-অ্যাসিডের নিরূপক।

হ্যালোজেনের অক্সি-অ্যাসিড (Oxyacids of Halogen)

ফ্লুরিন কোনো অক্সি-অ্যাসিড উৎপন্ন করে না। কারণ এটি অক্সিজেনের চেয়ে বেশি তড়িৎ-ঋণাত্মক। ফ্লুরিন কেবলমাত্র HOF যৌগটি গঠন করতে সক্ষম।

ক্লোরিন, ব্রোমিন ও আয়োডিন-এর অক্সি-অ্যাসিডসমূহ হল HOX, HXO₂, HXO₃ এবং HXO₄। যদিও এদের বেশিরভাগই দ্রবণ বা লবণ হিসেবে বিরাজ করে।

সারণি : হ্যালোজেনের অক্সি-অ্যাসিডসমূহ

	জারণ অবস্থা	ফ্লুরিন	ক্লোরিন	ব্রোমিন	আয়োডিন
1 হাইপোহ্যালাস অ্যাসিড	+1	-	HOCl	HOBr	HOI
2 হ্যালাস অ্যাসিড	+3	-	HClO ₂	HBrO ₂	HIO ₂
3 হ্যালিক অ্যাসিড	+5	-	HClO ₃	HBrO ₃	HIO ₃
4 পারহ্যালিক অ্যাসিড	+7	-	HClO ₄	-	HIO ₄ H ₅ IO ₆

অক্সি-অ্যাসিডগুলির তুলনামূলক আলোচনা (Comparison discussion about oxyacids):

1. অ্যাসিডিটি (Acidity):

- অ্যাসিডের মধ্যস্থ হ্যালোজেন মৌলগুলির অপরাধর্মিতা বৃদ্ধির সঙ্গে সঙ্গে অ্যাসিডের তীব্রতা বৃদ্ধি পায়। যেমন- অ্যাসিডের তীব্রতা বৃদ্ধির ক্রম অনুযায়ী সাজালে হবে HIO₃ < HBrO₃ < HClO₃।
- অ্যাসিডের মধ্যস্থ হ্যালোজেন মৌলের জারণ সংখ্যা বাড়লে অ্যাসিডিটি বৃদ্ধি পায়। যেমন- অ্যাসিডের তীব্রতা বৃদ্ধির ক্রম অনুযায়ী সাজালে হবে HOCl < HClO₂ < HClO₃ < HClO₄

2. তাপীয় স্থায়িত্ব (Stability of heat):

- অ্যাসিডের মধ্যস্থ হ্যালোজেন মৌলের জারণ সংখ্যা বাড়লে স্থায়িত্ব বাড়ে। স্থায়িত্ব বৃদ্ধি অনুযায়ী সাজালে হবে- HClO < HClO₂ < HClO₃ < HClO₄
- অ্যাসিডের মধ্যস্থ হ্যালোজেন মৌলের অপরাধর্মিতা বাড়লে স্থায়িত্ব বাড়ে। স্থায়িত্ব বৃদ্ধির ক্রম অনুযায়ী সাজালে- HOI < HOBr < HOCl

3. জারণ ক্ষমতা (Oxidation capacity):

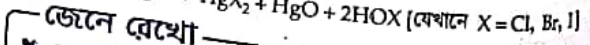
- অ্যাসিডের মধ্যস্থ হ্যালোজেন মৌলের জারণ সংখ্যা বৃদ্ধির সঙ্গে জারণ ক্ষমতা হ্রাস পায়। জারণ ক্ষমতা বৃদ্ধির ক্রম অনুযায়ী সাজালে- HClO₄ < HClO₃ < HClO₂ < HOCl
- অ্যাসিডের মধ্যস্থ হ্যালোজেন মৌলের অপরাধর্মিতা বৃদ্ধির সঙ্গে সঙ্গে জারণ ক্ষমতাও বৃদ্ধি পায়। জারণ ক্ষমতা বৃদ্ধির ক্রম অনুযায়ী সাজালে হয়- HIO₄ < HBrO₄ < HClO₄

হাইপোহ্যালাস অ্যাসিড : হাইপোহ্যালাস অ্যাসিড (HOX) কেবলমাত্র জলীয় দ্রবণে থাকতে পারে, এরা খুব মৃদু অ্যাসিড এবং অস্থায়ী প্রকৃতির হয়।

প্রস্তুতি : 1 জলের সঙ্গে হ্যালোজেন (Cl₂, Br₂, I₂) মৌলগুলির বিক্রিয়ায় হাইপোহ্যালাস অ্যাসিডের জলীয় দ্রবণ উৎপন্ন হয়।

X₂ + H₂O → HOX + HX [যেখানে X = Cl, Br, I]

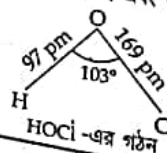
2 মারকিউরিক অক্সাইডের প্রলব্ধনের সঙ্গে হ্যালোজেন মৌলের বিক্রিয়াতেও জলীয় দ্রবণে হাইপোহ্যালাস অ্যাসিড তৈরি করা হয়।



জেনে রেখো

HOCl, HOBr, HOI-এর স্থায়িত্ব এবং অ্যাসিড ক্ষমতা ক্লোরিন থেকে আয়োডিনের দিকে কমে থাকে অর্থাৎ- HOCl > HOBr > HOI

← স্থায়িত্ব এবং অ্যাসিড ক্ষমতা অনুসারে



এই সমস্ত অ্যাসিডগুলির লবণ হাইপোহ্যালাইট নামে পরিচিত। উদাহরণস্বরূপ, ক্লিচিং পাউডার [CaOCl₂ বা Ca(OCl)Cl] একটি পরিচিত হাইপোহ্যালাইট লবণ।

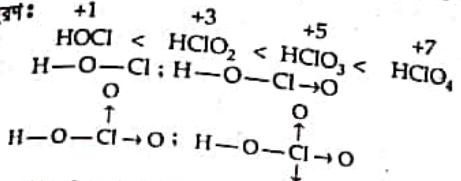
অ একই পরমাণু সঙ্গে উদাহর

উপরিউ O-পরম O-পরম বন্ধন সু পরমাণুর হাইড্রজিন নিজেই O-H আকর্ষণ অপসৃত অক্সিজেন বিভিন্ন হ্যালোজে পায়।

HO এক্ষেত্রে হ্যালোজে অর্থাৎ অ HOX গ সৃষ্টিকারী O-পরমাণু চার্জের ঘন জোড়টিকে

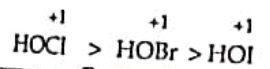
হ্যালোজেন
Cl
Br
I

অক্সি-অ্যাসিডগুলির অ্যাসিড ধর্মের তুলনা :
 ১) এই হ্যালোজেনের বিভিন্ন অক্সি-অ্যাসিডগুলির তীব্রতা হ্যালোজেন পরমাণুর ভারণ সংখ্যা (O.N.) বা ভারণ অবস্থা (O.S.) বৃদ্ধির সঙ্গে সঙ্গে বৃদ্ধি পায়।



উপরিউক্ত যৌগগুলিতে দুধরনের অক্সিজেন পরমাণু আছে কিন্তু O-পরমাণুর সঙ্গে H-পরমাণু যুক্ত আছে (হাইড্রক্সিল গ্রুপ) কিন্তু কিছু O-পরমাণুর সঙ্গে H-পরমাণু যুক্ত নেই। নন-হাইড্রক্সিল O-পরমাণুগুলি বন্ধন সৃষ্টিকারী ইলেকট্রন জোড়গুলিকে নিজের দিকে আকর্ষণ করায় Cl পরমাণুর ওপর ধনাত্মক আধান সৃষ্টি হয়। ফলে Cl-পরমাণুটি নন-হাইড্রক্সিল O-পরমাণুর সঙ্গে গঠিত বন্ধনী থেকে ইলেকট্রন জোড়টিকে নিজের দিকে আকর্ষণ করে। ফলে এই নন-হাইড্রক্সিল O-পরমাণুটি O-H বন্ধনী থেকে বন্ধন সৃষ্টিকারী ইলেকট্রন জোড়টিকে নিজের দিকে আকর্ষণ করে, ফলে H-পরমাণুটি H⁺ আয়ন হিসেবে যৌগ থেকে অপসৃত হয়। সুতরাং, Cl-পরমাণুর সঙ্গে যত বেশি নন-হাইড্রক্সিল অক্সিজেন পরমাণু যুক্ত থাকে, ততই যৌগটির অ্যাসিডিটি বৃদ্ধি পায়।

৩) বিভিন্ন হ্যালোজেনের একই ভারণ স্তরবিশিষ্ট অক্সি-অ্যাসিডগুলির তীব্রতা হ্যালোজেন পরমাণুগুলির পরমাণু-ক্রমিক বাড়ার সঙ্গে সঙ্গে হ্রাস পায়।

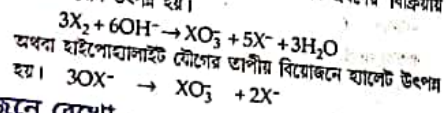


একত্রে অনুবন্ধী ক্ষারকগুলি হল OCl^- , OBr^- , OI^- । এদের স্থায়িত্ব হ্যালোজেন পরমাণুর উড়িত-ক্ষমায়ুক্ততা বৃদ্ধিতে বৃদ্ধি পায়। অর্থাৎ অনুবন্ধী ক্ষারকের স্থায়িত্বের ক্রম $\text{OCl}^- > \text{OBr}^- > \text{OI}^-$ । HOX যৌগে X-পরমাণুটির অপরাধর্মিতার জন্য O-X বন্ধনী সৃষ্টিকারী ইলেকট্রন জোড়টি X-পরমাণুর দিকে সরে যায়। আবার O-পরমাণুটিও অপরাধর্মী, ফলে O-পরমাণুর উপর সৃষ্ট পজিটিভ চার্জের ধনত্ব কমানোর জন্য O-পরমাণুটি O-H বন্ধন সৃষ্টিকারী বন্ধন জোড়টিকে প্রবলভাবে নিজের দিকে আকর্ষণ করে, ফলে H-পরমাণুটি

H⁺ হিসেবে যৌগটি থেকে অপসৃত হয়। সুতরাং, X-পরমাণুটির অপরাধর্মিতা বৃদ্ধির সঙ্গে সঙ্গে HOX যৌগটির অ্যাসিডিটি বৃদ্ধি পায়।

৪) হ্যালিক অ্যাসিড : হ্যালিক অ্যাসিডগুলির মধ্যে ক্লোরিক অ্যাসিড (HClO₃) এবং ব্রোমিক অ্যাসিড (HBrO₃) কেবলমাত্র জলীয় দ্রবণে পাওয়া যায় কিন্তু অ্যামোজিক অ্যাসিড (HIO₃) সাধারণ কঠিন ক্রম হিসেবে পাওয়া যায়। সমস্ত হ্যালিক অ্যাসিডগুলির অ্যাসিড ক্ষমতা যথেষ্ট বেশি এবং এরা খুব শক্তিশালী জারক দ্রব্য হিসেবে কাজ করে।

এই সমস্ত অ্যাসিডগুলির লবণ হ্যালাট নামে পরিচিত। সাধারণভাবে হ্যালোজেনের সঙ্গে উত্তর ক্ষার-দ্রবণের বিক্রিয়ায় হ্যালাট যৌগ উৎপন্ন হয়।



জেনে রেখো-

১) হ্যালাট লবণগুলির মধ্যে সোডিয়াম ক্লোরেট (NaClO₃) এবং পটাশিয়াম ক্লোরেট (KClO₃) ব্যতিক্রমভাবে তৈরি করা হয়। এই লবণগুলি বার্বেলট লবণ (Berthelot salt) নামে পরিচিত। KClO₃ বড় তৈরিতে এবং লেপসাই তৈরিতে ব্যবহৃত হয়। অ্যামোডেট লবণ (KIO₃) ক্রোমিট লবণ এবং ক্রোমিট লবণের চেয়ে অনেক বেশি স্থায়ী। ক্লোরিক অ্যাসিড এবং ব্রোমিক অ্যাসিড ছাড়া অ্যামোজিক অ্যাসিড সাধারণ লবণ (KIO₃) এবং অ্যাসিড লবণ KH(IO₃)₂ উৎপন্ন করে। অ্যামোজিক অ্যাসিড নিজে মলিবডিক, ফরমেশোরিক অ্যাসিড ইত্যাদি অ্যাসিডের সঙ্গে জটিল যৌগ গঠন করে।

২) পারহ্যালিক অ্যাসিড : কেবলমাত্র পারক্লোরিক এবং পারব্রোমিক অ্যাসিডের অস্তিত্ব আছে। পারক্লোরিক অ্যাসিড বা এর লবণের অস্তিত্ব সম্পর্কে কোনো তথ্য আজও অজানা।

৩) পারক্লোরিক অ্যাসিড সমস্ত অ্যাসিডের মধ্যে সবচেয়ে তীব্র অ্যাসিড এবং ক্লোরিনের সমস্ত অক্সি-অ্যাসিডগুলির মধ্যে সবচেয়ে স্থায়ী। পারক্লোরিট আয়ন (ClO₂⁻)-এর গঠন চতুস্তলকের মতো।

৪) পারঅ্যামোডেট আয়ন (IO₄⁻) চতুস্তলকের মতো। পারঅ্যামোজিক অ্যাসিড একটি তীব্র অ্যাসিড এবং শক্তিশালী জারক দ্রব্য। পারঅ্যামোজিক অ্যাসিড এবং এর লবণগুলি পারক্লোরিক অ্যাসিড এবং এর লবণের চেয়ে বেশি স্থায়ী।

অক্সি-অ্যাসিডগুলির ধর্মের তুলনা

হ্যালোজেন	হাইপোহ্যালাস অ্যাসিড (X=+1)	হ্যালাস অ্যাসিড (X=+3)	হ্যালিক অ্যাসিড (X=+5)	পারহ্যালিক অ্যাসিড (X=+7)
Cl	HClO	HClO ₂	HClO ₃	HClO ₄
Br	HBrO	—	HBrO ₃	—
I	HIO	—	HIO ₃	HIO ₄

- কেন্দ্রীয় হ্যালোজেন পরমাণুটির ভারণ সংখ্যা বৃদ্ধি পায় →
- তাপীয় স্থায়িত্ব বৃদ্ধি পায় →
- X-O বন্ধনীর সমযোজী চরিত্র বৃদ্ধি পায় →
- জারণ ক্ষমতা হ্রাস পায় →
- অ্যাসিড ধর্ম বৃদ্ধি পায় →

↑ কেন্দ্রীয় হ্যালোজেন পরমাণুর অপরাধর্মিতা বৃদ্ধি পায় →
 ↑ তাপীয় স্থায়িত্ব বৃদ্ধি পায় →
 ↑ জারণ ক্ষমতা বৃদ্ধি পায় →
 ↑ অ্যাসিডিটি বৃদ্ধি পায় →

লোচনা (Comparison of)

১) অপরাধর্মিতা বৃদ্ধির সঙ্গে অ্যাসিডের তীব্রতা বৃদ্ধি পায়।
 $\text{O}_3 < \text{HClO}_3$
 ভারণ সংখ্যা বাড়লে অ্যাসিডিটি বৃদ্ধি পায়।
 $\text{O}_3 < \text{HClO}_4$

২) ভারণ সংখ্যা বাড়লে স্থায়িত্ব হ্রাস পায়।
 $\text{O}_3 < \text{HClO}_4$

৩) অপরাধর্মিতা বাড়লে স্থায়িত্ব হ্রাস পায়।
 $\text{O}_3 < \text{HClO}_4$

৪) ভারণ সংখ্যা বৃদ্ধির সঙ্গে জারণ ক্ষমতা বৃদ্ধি পায়।
 অ্যাসিডের ক্ষমতা বৃদ্ধি পায়।
 HOCl

৫) অপরাধর্মিতা বৃদ্ধির সঙ্গে সঙ্গে জারণ ক্ষমতা বৃদ্ধি পায়।
 HOCl

৬) অ্যাসিড (HOX) খুব মৃদু অ্যাসিড এবং

Br_2, I_2 হ্যালোগেনের উৎপন্ন হয়।

Cl, Br, I]

হ্যালোজেন মৌলের তৈরি করা হয়।

X = Cl, Br, I]

১) ক্লোরিন থেকে

অনুসারে

১) পরিচিত।
 Cl] একটি

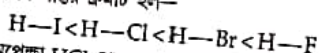
6. হাইড্রাইড (Hydride): হ্যালোজেন মৌলগুলির হাইড্রোজেন আসক্তি F_2 থেকে I_2 -এর দিকে হ্রাস পায়। নীচের সারণিতে হ্যালোজেন হাইড্রাইড বা হাইড্রোহ্যালিক অ্যাসিডসমূহের গঠন-তাপের মান থেকেও বিষয়টি বোঝা যায়।

সারণি: হাইড্রোজেন হ্যালাইডসমূহের কয়েকটি উল্লেখযোগ্য বৈশিষ্ট্য

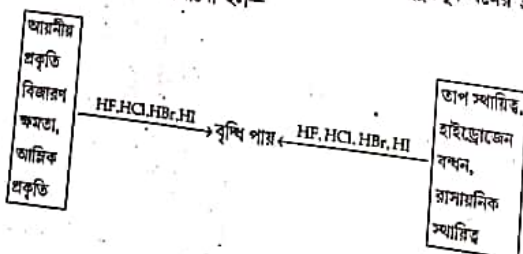
ধর্ম	HF	HCl	HBr	HI
25°C তাপমাত্রায় জেট অবস্থা	তরল	গ্যাস	গ্যাস	গ্যাস
বর্ণ	বর্ণহীন	বর্ণহীন	বর্ণহীন	বর্ণহীন
গলনাঙ্ক (°C)	-83	-111.4	-86.9	-50.8
স্ফুটনাঙ্ক (°C)	19.4	-85	-66.7	-35.4
স্রাব্যতা (g/L)	-	823	2212	24.83
গঠন-তাপ kcal/mole	38.5	22	8.0	-6.0

সাধারণ তাপমাত্রার নীচে এবং আলোর অনুপস্থিতিতেও ফুরিন ও হাইড্রোজেনের বিক্রিয়া এত তীব্রগতিতে ঘটে যে, বিক্রিয়ার সময় কখনও কখনও বিস্ফোরণ হয়। ফ্লোরিন এবং হাইড্রোজেনের বিক্রিয়া আলোর অনুপস্থিতিতে বিস্ফোরণ ঘটায় না, তবে আলোর উপস্থিতিতে এই বিক্রিয়ায় বিস্ফোরণ হয়। Br_2 এবং H_2 -এর বিক্রিয়ায় কোনো অবস্থাতেই এবুধ বিস্ফোরণ হয় না এবং I_2 উচ্চতর তাপমাত্রা এবং অনুঘটকের (Pt-গ্রাফ) উপস্থিতি ছাড়া হাইড্রোজেনের সঙ্গে বিক্রিয়া করে না। ওপরের সারণিতে লিপিবদ্ধ $H-X$ -এর গঠন-তাপের মান থেকে বোঝা যায় যে, পরমাণু-ক্রমাঙ্ক বৃদ্ধির সঙ্গে সঙ্গে হাইড্রোজেন হ্যালাইডগুলির গঠন তাপ ক্রমশ হ্রাস পায় এবং ফলে যৌগগুলির তাপ-স্থায়িত্ব HF থেকে HI-এর দিকে ক্রমশ কমে যায়।

শ্রেণি বরাবর নীচের দিকে নামলে $H-X$ অ্যাসিডগুলির তীব্রতা ক্রমশ বৃদ্ধি পায়। পরমাণু-ক্রমাঙ্ক বৃদ্ধির সঙ্গে সঙ্গে পারমাণবিক আয়তন বৃদ্ধির মাত্রা হ্যালোজেনগুলির অপসারণক্ষমতার হ্রাসের মাত্রাকে ছাড়িয়ে যায়। ফলে $H-X$ বন্ধনের দৈর্ঘ্য বৃদ্ধির কারণে $H-X$ বন্ধন শক্তি হ্রাস পায়। এই বন্ধন শক্তির ক্রমটি হল—

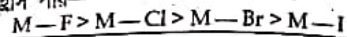


ফলে HF অপেক্ষা HCl, HBr, HI অধিকতর সহজে $HX \rightleftharpoons H^+ + X^-$ রূপে বিয়োজিত হয় এবং অধিকতর আম্লিক ধর্ম প্রকাশ করে। সুতরাং, হ্যালোজেন হাইড্রাসিডগুলির মধ্যে HI সর্বাপেক্ষা শক্তিশালী অ্যাসিড। অপরদিকে F-তীব্র ইলেকট্রোনেগেটিভ এবং আকার ছোটো হওয়ায় একটি HF-অণুর F-পরমাণুর সঙ্গে অপর HF-অণুর H-পরমাণুর H-বন্ধন সৃষ্টি হওয়ায় HF-অণুগুলি $H-F \cdots H-F$ রূপে সংযোজিত অবস্থায় থাকে বলে দ্রবণে বেশি H_3O^+ আয়ন দিতে পারে না। হ্যালোজেন হাইড্রাসিডগুলির কয়েকটি গুরুত্বপূর্ণ ধর্মের ক্রম পরিবর্তন নীচে দেখানো হল—



7. হ্যালাইড যৌগ গঠন (Formation of halides): সাধারণত

বিলিয়াম, নিয়ন ও আর্গন ছাড়া বেশিরভাগ ধাতু ও অধাতুর সাথে হ্যালোজেন মৌলগুলি যুক্ত হয়ে পৃথক পৃথক হ্যালাইড যৌগ গঠন করে। Na, K ইত্যাদি যে সমস্ত ধাতুর আয়নীভবন শক্তির (I.E.) মান কম তাদের সঙ্গে হ্যালোজেন মৌলগুলি যুক্ত হয়ে উচ্চ গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্কবিশিষ্ট হ্যালাইড গঠন করে। VII A (বা 17) শ্রেণির নীচের দিকে ক্রমশ হ্যালোজেন মৌলগুলির ইলেকট্রোনেগেটিভিটির মান হ্রাস পায়, তাই একই ধাতুর হ্যালাইডগুলির আয়নীয় চরিত্র নীচের ক্রম অনুসারে হ্রাস পায়—



হ্যালোজেন পরমাণুগুলির তড়িৎ-ঋণাত্মকতা বৃদ্ধি পেলে আয়নীয় চরিত্র বৃদ্ধি পায়।

- Sn, Pb, Sb ইত্যাদি উচ্চ আয়নীভবন শক্তিবিশিষ্ট (high I.E.) ধাতুগুলির সঙ্গে হ্যালোজেন মৌলগুলি যুক্ত হয়ে সমযোজী হ্যালাইড গঠন করে। উচ্চ জারণ স্তরে থাকা এই সমস্ত ধাতুর হ্যালাইডগুলি (যেমন— $PbCl_4$, $SbCl_5$, $SnCl_4$), নিম্ন জারণ স্তরে থাকা ওই সমস্ত ধাতুর হ্যালাইডগুলির (যেমন— $SnCl_2$, $PbCl_2$ ইত্যাদি) চেয়ে বেশি সমযোজী চরিত্রের হয়।
- ফসফরাস, আর্সেনিক, সালফার ইত্যাদি অধাতুর সঙ্গে হ্যালোজেন মৌলগুলি হ্যালাইড গঠন করে। যেমন— PF_5 , PCl_3 , PBr_3 , S_2Cl_2 , $AsCl_3$ ইত্যাদি।

8. অ্যামোনিয়ার সঙ্গে বিক্রিয়া (Reaction with ammonia): হ্যালোজেনগুলি অ্যামোনিয়ার সঙ্গে নিম্নলিখিতভাবে বিক্রিয়া করে—

- অতিরিক্ত NH_3 -এর সঙ্গে Cl_2 -এর বিক্রিয়া:

$$8NH_3 \text{ (অতিরিক্ত)} + 3Cl_2 \rightarrow 6NH_4Cl + N_2 \uparrow$$
 অতিরিক্ত Cl_2 -এর সঙ্গে NH_3 -এর বিক্রিয়া:

$$NH_3 + 3Cl_2 \text{ (অতিরিক্ত)} \rightarrow NCl_3 \text{ (বিস্ফোরক)} + 3HCl$$
- অতিরিক্ত NH_3 -এর সঙ্গে Br_2 -এর বিক্রিয়া:

$$8NH_3 + 3Br_2 \rightarrow N_2 + 6NH_4Br$$
 অতিরিক্ত ব্রোমিনের সঙ্গে অ্যামোনিয়ার বিক্রিয়া:

$$NH_3 + 3Br_2 \rightarrow NBr_3 + 3HBr$$
- তরল অ্যামোনিয়া আয়োডিনের সঙ্গে বিক্রিয়া করে গাঢ় বাদামি জটিল যৌগ গঠন করে।

$$2NH_3 + 3I_2 \rightarrow NH_3 \cdot NI_3 + 3HI$$

জটিল যৌগটি কঠিন তলে ঘষলে বিস্ফোরণসহ নীচের পদার্থগুলি উৎপন্ন করে।

- $$8NH_3 \cdot NI_3 \xrightarrow{\Delta} 5N_2 + 9I_2 + 6NH_4I$$
 ফুরিন অ্যামোনিয়ার সঙ্গে বিক্রিয়া করে নাইট্রোজেন এবং নিষ্ক্রিয় নাইট্রোজেন ট্রাইফ্লুরাইড উৎপন্ন করে।

9. ক্ষারের সঙ্গে বিক্রিয়া (Reaction with base): উষ্ণ এবং শীতল ক্ষার দ্রবণের সঙ্গে বিক্রিয়া করে, হ্যালোজেন মৌলগুলি বিভিন্ন যৌগ উৎপন্ন করে।

- অন্যান্য হ্যালোজেনগুলির (Cl_2 , Br_2 , I_2) তুলনায় ফুরিন ক্ষারের সঙ্গে ভিন্নভাবে বিক্রিয়া করে। লঘু ক্ষার দ্রবণের (যেমন—2% NaOH) সঙ্গে ফুরিন বিক্রিয়া করে ফুরিন মনোহাইড এবং ফুরাইড যৌগ গঠন করে।

$$2F_2 + 2NaOH \text{ (লঘু)} \rightarrow 2NaF + F_2O + H_2O$$

আবার গাঢ় অক্সিজেন
 $2F_2 +$
 Cl_2, Br_2 ও
 ও হাইপোহ
 $Cl_2 +$
 $Br_2 +$
 $I_2 +$

ধর্ম
1. হাইড্রোজেনের সঙ্গে বিক্রিয়া
2. জলের সঙ্গে বিক্রিয়া
3. বিরঞ্জন ক্রিয়া
4. জারণ ধর্ম ($F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$)
5. স্টার্চ দ্রবণের সঙ্গে বিক্রিয়া
6. রাসায়নিক সক্রিয়তা ($F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$)
7. দাহ্যতা
8. ক্ষারের সঙ্গে বিক্রিয়া (a) লঘু এবং শীতল দ্রবণ (b) গাঢ় এবং উষ্ণ দ্রবণ

জলের গাঢ় করার দ্রবণের সঙ্গে ফুরিন বিক্রিয়া করে ফুরাইড এবং অক্সিজেন উৎপন্ন করে।
 $2F_2 + 4NaOH \text{ (গাঢ়)} \rightarrow 4NaF + O_2 \uparrow + H_2O$
 Cl₂, Br₂ ও I₂ লবু ও শীতল করার দ্রবণের সঙ্গে বিক্রিয়া করে হ্যালাইড ও হাইপোহ্যালাইট যৌগ উৎপন্ন করে।
 $Cl_2 + 2NaOH \rightarrow NaCl + NaOCl + H_2O$
 (লবু ও শীতল) (সোডিয়াম হাইপোক্লোরাইট)
 $Br_2 + 2NaOH \rightarrow NaBr + NaOBr + H_2O$
 (লবু ও শীতল) (সোডিয়াম হাইপোব্রোমাইট)
 $I_2 + 2NaOH \rightarrow NaI + NaOI + H_2O$
 (লবু ও শীতল) (সোডিয়াম হাইপোআয়োডাইট)

আবার ক্লোরিন, ব্রোমিন ও আয়োডিন উষ্ণ ও গাঢ় করার সঙ্গে বিক্রিয়ায় হ্যালাইড এবং হ্যালাটে যৌগ উৎপন্ন করে।
 $3Cl_2 + 6NaOH \rightarrow 5NaCl + NaClO_3 + 3H_2O$
 (উষ্ণ ও গাঢ়) (সোডিয়াম ক্লোরেট)
 $3Br_2 + 6NaOH \rightarrow 5NaBr + NaBrO_3 + 3H_2O$
 (উষ্ণ ও গাঢ়) (সোডিয়াম ব্রোমেট)
 $3I_2 + 6NaOH \rightarrow 5NaI + NaIO_3 + 3H_2O$
 (উষ্ণ ও গাঢ়) (সোডিয়াম আয়োডেট)

10. স্টার্চের সঙ্গে বিক্রিয়া (Reaction with starch): ক্লোরিনের সঙ্গে স্টার্চ দ্রবণের বিক্রিয়া হয় না। ব্রোমিনের সঙ্গে স্টার্চ দ্রবণের বিক্রিয়ায় দ্রবণটি হলুদ বর্ণের হয়। আয়োডিনের সঙ্গে স্টার্চ দ্রবণের বিক্রিয়ায় দ্রবণটি নীল হয়ে যায়।

হ্যালোজেন মৌলগুলির রাসায়নিক ধর্মের তুলনা

ধর্ম	ফুরিন	ক্লোরিন	ব্রোমিন	আয়োডিন
০ অক্সিজেনের সঙ্গে বিক্রিয়া	অক্সিজেন এবং সামান্য উষ্ণতাকেও বিস্ফোরণ সহকারে যুগ্ম হয়ে HF উৎপন্ন করে।	অক্সিজেনের বিক্রিয়া হয় না। স্বাভাবিক উষ্ণতায় বা অগ্নিসংযোগসহ অথবা সূর্যালোকে বিস্ফোরণসহ যুগ্ম হয়ে HCl উৎপন্ন করে।	সাধারণ উষ্ণতায় কোনো বিক্রিয়া হয় না। উষ্ণতায় প্লাটিনাম তারের উপস্থিতিতে যুগ্ম হয়ে HBr উৎপন্ন করে।	লোহিততরুণ প্লাটিনাম তারের উপস্থিতিতে ধীরে ধীরে যুগ্ম হয়ে HI উৎপন্ন করে।
০ জলের সঙ্গে বিক্রিয়া	সাধারণ তাপমাত্রায় জলকে বিয়োজিত করে HF, O ₂ এবং O ₃ -তে পরিণত করে। $2F_2 + 2H_2O \rightarrow 4HF + O_2$ $3F_2 + 3H_2O \rightarrow 6F + O_3$	জলে দ্রবীভূত হয়ে ক্লোরিন জল উৎপন্ন করে। সূর্যালোকে ক্লোরিন জল বিয়োজিত হয়ে HCl এবং O ₂ -তে পরিণত হয়। $Cl_2 + H_2O \rightarrow HOCl + HCl$ $HOCl \rightarrow 2HCl + O$	জলে দ্রবীভূত হয়ে ব্রোমিন জল উৎপন্ন করে। সূর্যালোকে ধীরে ধীরে বিয়োজিত হয়ে HBr এবং O ₂ উৎপন্ন করে। $Br_2 + H_2O \rightarrow 2HBr + O$	জলে খুব সামান্য দ্রাব্য। কিছু KI-এর জলীয় দ্রবণে দ্রবীভূত হয়ে বাদামি দ্রবণ উৎপন্ন করে। $KI + I_2 \rightarrow KI_3$
০ বিকৃত্যন ক্ষমতা	বিকৃত্যন ক্ষমতা পদার্থকে আক্রমণ করে CF ₄ এবং HF-এ পরিণত করে।	জলীয় বাষ্পের উপস্থিতিতে অতি দ্রুত বিকৃত্যন করে।	জলীয় বাষ্পের উপস্থিতিতে ধীরে ধীরে বিকৃত্যন করে।	বিকৃত্যনের ক্ষমতা নেই।
০ জারণ ধর্ম (F ₂ > Cl ₂ > Br ₂ > I ₂)	সর্বাধিক শক্তিশালী জারক পদার্থ। প্রায় সমস্ত পদার্থ এমনকি Cl ₂ এবং O ₂ -কে জারিত করে।	শক্তিশালী জারক পদার্থ। অনেক পদার্থকে জারিত করে। $Cl_2 + H_2S \rightarrow 2HCl + S$	অপেক্ষাকৃত কম জারক পদার্থ। $Br_2 + H_2S \rightarrow 2HBr + S$	দুর্বল জারক পদার্থ। $I_2 + H_2S \rightarrow 2HI + S$
০ স্টার্চ দ্রবণের সঙ্গে বিক্রিয়া	স্টার্চ দ্রবণের জলকে আক্রমণ করে।	স্টার্চ দ্রবণের বর্ণের কোনো পরিবর্তন হয় না।	স্টার্চ দ্রবণ হলুদ বর্ণে পরিণত হয়।	স্টার্চ দ্রবণ নীল বর্ণে পরিণত হয়।
০ রাসায়নিক সক্রিয়তা (F ₂ > Cl ₂ > Br ₂ > I ₂)	অত্যন্ত সক্রিয়। ক্লোরাইড, ব্রোমাইড এবং আয়োডাইড থেকে ক্লোরিন, ব্রোমিন এবং আয়োডিন মুক্ত করে। $F_2 + 2KCl \rightarrow 2KF + Cl_2$	ফুরিনের চেয়ে কম সক্রিয়। ব্রোমাইড এবং আয়োডাইড থেকে ব্রোমিন এবং আয়োডিন মুক্ত করে। $Cl_2 + 2KBr \rightarrow 2KCl + Br_2$	ক্লোরাইডের চেয়ে কম সক্রিয় আয়োডাইড থেকে আয়োডিন মুক্ত করে। $Br_2 + 2KI \rightarrow 2KBr + I_2$	সবচেয়ে কম সক্রিয়। ফুরাইড, ক্লোরাইড এবং ব্রোমাইড থেকে ফুরিন, ক্লোরিন এবং ব্রোমিন মুক্ত করতে পারে না।
০ দ্রাব্যতা	হাইড্রোজেনের মধ্যে জ্বলতে থাকে অন্যথা নিজে জ্বলে না।	হাইড্রোজেনের মধ্যে জ্বলে, অন্যথা নিজে জ্বলে না।	অদ্রাব্য	অদ্রাব্য
০ কঠোরতা (a) লবু এবং শীতল দ্রবণ	ফুরাইড, জল এবং ফুরিন ননোক্লাইড উৎপন্ন করে। $2F_2 + 2NaOH \rightarrow 2NaF + H_2O + F_2O$	ক্লোরাইড, হাইপোক্লোরাইট এবং জল উৎপন্ন হয়। $Cl_2 + 2NaOH \rightarrow NaCl + NaOCl + H_2O$	ব্রোমাইড, হাইপোব্রোমাইট এবং জল উৎপন্ন হয়। $Br_2 + 2NaOH \rightarrow NaBr + NaOBr + H_2O$	আয়োডাইড, হাইপো-আয়োডাইট এবং জল উৎপন্ন হয়। $I_2 + 2NaOH \rightarrow NaI + NaOI + H_2O$
	(b) গাঢ় এবং উষ্ণ	ফুরাইড, জল এবং অক্সিজেন উৎপন্ন হয়। $2F_2 + 4NaOH \rightarrow 4NaF + 2H_2O + O_2$	ক্লোরাইড, ক্লোরেট এবং জল উৎপন্ন হয়। $3Cl_2 + 6NaOH \rightarrow 5NaCl + NaClO_3 + 3H_2O$	ব্রোমাইড, ব্রোমেট এবং জল উৎপন্ন হয়। $3Br_2 + 6NaOH \rightarrow 5NaBr + NaBrO_3 + 3H_2O$

ides): সাধারণত ধাতু ও অধাতুর সঙ্গে হ্যালাইড যৌগ গঠন করে। শক্তির (I.E.) মান ক্রমে উচ্চ পলিনাটর ও (বা 17) জেপির নীচের নগোণিতটির মান ক্রমে য় চরিত্র নীচের ক্রমে

igh I.E.) ধাতুগুলির হ্যালাইড গঠন করে। (যেমন—PbCl₂) তুর হ্যালাইডগুলির নাজী চরিত্রের হয়। সঙ্গে হ্যালোজেন I₃, PbBr₃, S₂Cl₂

ammonia): বিক্রিয়া করে—

+ N₂↑

)+ 3HCl

6NH₄Br

3HBr

বাদামি জালি

3HI

নিচেট গুলি উৎপন্ন

iNH₄

ক নিষ্ক্রিয়

ক শীতল উষ্ণ বর্ণ

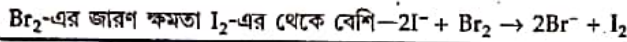
ক সঙ্গে

ক সঙ্গে

ক

ধর্ম	ফ্লুরিন	ক্লোরিন	ব্রোমিন	আয়োডিন
৯ অধাতুর সঙ্গে বিক্রিয়া	নাইট্রোজেন এবং অক্সিজেন ব্যতীত সকল অধাতুর সঙ্গে সরাসরি যুক্ত হয়। পরোক্ষভাবে অক্সিজেনের সঙ্গে F_2O হতে পারে।	নাইট্রোজেন, অক্সিজেন এবং কার্বন ব্যতীত সকল অধাতুর সঙ্গে সরাসরি যুক্ত হয়।	নাইট্রোজেন, অক্সিজেন, কার্বন এবং সিলিকন ব্যতীত সকল অধাতুর সঙ্গে সরাসরি যুক্ত হয়।	অন্যান্য হ্যালোজেন, ফসফরাস, আর্সেনিক এবং হাইড্রোজেনের সঙ্গে যুক্ত হয়।
১০ ধাতুর সঙ্গে	সমস্ত ধাতুর সঙ্গে বিক্রিয়া করে ক্লোরাইড লবণ উৎপন্ন করে। Na, K প্রভৃতি বেশির ভাগ ধাতুর সংস্পর্শে জ্বলে ওঠে।	প্রায় সমস্ত ধাতুর সঙ্গে বিক্রিয়া করে ক্লোরাইড লবণ উৎপন্ন করে। Na প্রভৃতি ধাতু ক্লোরিনের সংস্পর্শে জ্বলে ওঠে।	প্রায় সকল ধাতুর সঙ্গে বিক্রিয়া করে ব্রোমাইড লবণ উৎপন্ন করে। কিছু ধাতু এর সংস্পর্শে জ্বলে ওঠে।	প্রায়নিম্ন ব্যতীত সব ধাতুর সঙ্গে বিক্রিয়া করে আয়োডাইড লবণ উৎপন্ন করে।

জেনে রেখো



7C.5 আন্তঃহ্যালোজেন যৌগ

Interhalogen Compounds or Interhalogens

হ্যালোজেন মৌলগুলি নিজেদের মধ্যে যুক্ত হয়ে যৌগ গঠন করে। এই যৌগগুলিকে আন্তঃহ্যালোজেন যৌগ বলে।

সংজ্ঞা : যে সমস্ত যৌগের অণুতে দুই বা ততোধিক হ্যালোজেন পরমাণু থাকে, সেই যৌগগুলিকে আন্তঃহ্যালোজেন যৌগ বলে।

এই সমস্ত যৌগগুলির উৎপন্ন হওয়ার কারণ—

- হ্যালোজেন মৌলগুলির উচ্চ তড়িৎ-ঋণাত্মকতা (*high electronegativity*),
 - হ্যালোজেন পরমাণুগুলির আকারের পার্থক্য (*size differences among halogens*)।
- এইজন্য সবচেয়ে তীব্র তড়িৎ-ঋণাত্মক এবং ক্ষুদ্রতম হ্যালোজেন ফ্লুরিন সবচেয়ে বেশি আন্তঃহ্যালোজেন যৌগ (হ্যালোজেন ফ্লুরাইড) গঠন করে। সবচেয়ে বেশি হ্যালোজেন পরমাণু সমন্বিত আন্তঃহ্যালোজেন যৌগটি হল IF_7 ।



আন্তঃহ্যালোজেন যৌগের প্রকারভেদ (Classification of Interhalogens)

চার প্রকারের আন্তঃহ্যালোজেন যৌগ জানা আছে।

সারণি : কয়েকটি গুরুত্বপূর্ণ ইন্টারহ্যালোজেন যৌগ ও তাদের আকৃতি এবং সংকরায়ণ :

প্রকার (Type)	আন্তঃহ্যালোজেন (Interhalogen compounds)	আকৃতি (Shape)	সংকরায়ণ (Hybridisation)
AB	$ClF, BrF, IF, BrCl, ICl, IBr$	সরলরৈখিক (<i>linear</i>)	
AB_3	$ClF_3, BrF_3, IF_3, ICl_3$	T-আকৃতিবিশিষ্ট বা বিকৃত ত্রিভুজাকার বাইপিরামিডের মতো (<i>distorted trigonal bipyramid</i>)।	sp^3d
AB_5	ClF_5, BrF_5, IF_5	বিকৃত ষড়ভুজাকার (<i>distorted octahedral</i>) বা বর্গাকার পিরামিডাল (<i>square pyramid</i>)	sp^3d^2
AB_7	IF_7	পেন্টাগোনাল-বাইপিরামিড (<i>Pentagonal bipyramid</i>)	sp^3d^3

** কম ঋণাত্মক হ্যালোজেন মৌল A-কে আগে লেখা হয়।



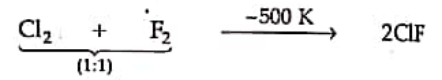
আন্তঃহ্যালোজেন যৌগের প্রস্তুতি (Preparation of Interhalogens)

নিকেল টিউবে দুটি হ্যালোজেন মৌলের সরাসরি সংযোগে আন্তঃহ্যালোজেন যৌগ উৎপন্ন হয়।

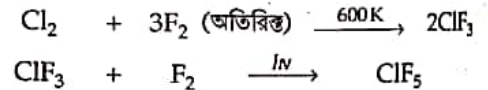
অথবা নিম্ন আন্তঃহ্যালোজেনের ওপর কোনও হ্যালোজেনের বিক্রিয়ায় আন্তঃহ্যালোজেন যৌগ উৎপন্ন হয়।

বিক্রিয়ার শর্তের ওপর নির্ভর করে বিভিন্ন রকম আন্তঃহ্যালোজেন উৎপন্ন হয়।

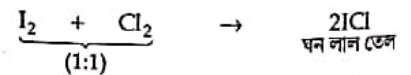
- সম আয়তনের ক্লোরিন ও ফ্লুরিনকে নিকেল টিউবে নিয়ে $200^\circ C$ -এ (বা $\sim 503 K$) উত্তপ্ত করে ক্লোরিন মনোফ্লুরাইড (ClF) উৎপন্ন করা হয়।



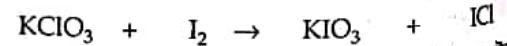
$300^\circ C$ -এ ক্লোরিনের সঙ্গে অতিরিক্ত ফ্লুরিনের বিক্রিয়ায় ক্লোরিন ট্রাইফ্লুরাইড (ClF_3) উৎপন্ন হয়।



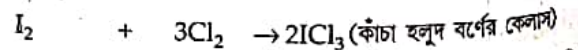
- আয়োডিন এবং ক্লোরিনের বিক্রিয়ায় আয়োডিন মনোক্লোরাইড (ICl) উৎপন্ন হয়।



পটাশিয়াম ক্লোরেটের সঙ্গে আয়োডিনের বিক্রিয়ায় আয়োডিন মনোক্লোরাইড উৎপন্ন হয়।

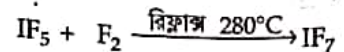


আয়োডিনের সঙ্গে ক্লোরিনের বিক্রিয়ায় আয়োডিন ট্রাইক্লোরাইড (ICl_3) উৎপন্ন হয়।



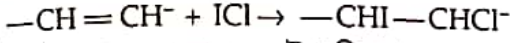
এ ছাড়াও আয়োডিন মনোক্লোরাইড (ICl)-এর সঙ্গে অতিরিক্ত ক্লোরিনের বিক্রিয়ায় ICl_3 উৎপন্ন হয়।

$280^\circ C$ -এ আয়োডিন পেন্টাফ্লুরাইডকে (IF_5) ফ্লুরিনের সঙ্গে বিক্রিয়া করলে IF_7 উৎপন্ন হয়।



আন্তঃহ্যালোজেন যৌগের কয়েকটি গুরুত্বপূর্ণ বৈশিষ্ট্য (Some important characteristics of interhalogen compounds)

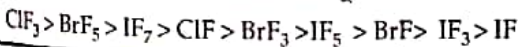
- আন্তঃহ্যালোজেন যৌগের কেন্দ্রীয় পরমাণুটির আকার বাড়ার সঙ্গে সঙ্গে এই যৌগের স্থায়িত্ব বাড়ে।
- তড়িৎ-ঋণাত্মকতার পার্থক্য খুব বেশি হওয়ার জন্য এই জাতীয় যৌগগুলি সমযোজী প্রকৃতির হয়।
- এরা খুব শক্তিশালী জারক দ্রব্য।
- হ্যালোজেন পরমাণুগুলির তড়িৎ-ঋণাত্মকতার পার্থক্য যত বেশি হয়, যৌগগুলির গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক তত বেশি হয়।
- এই যৌগগুলি সাধারণভাবে হ্যালোজেন মৌলগুলির তুলনায় বেশি সক্রিয় কারণ A—X বন্ধন X—X বন্ধনের চেয়ে বেশি দুর্বল (যেখানে A—X বন্ধনটি হল দুটি ভিন্ন হ্যালোজেনের মধ্যে বন্ধন)।
- ICl জাতীয় ইস্টারহ্যালোজেন যৌগের সঙ্গে অসম্পৃক্ত হাইড্রোকার্বনের যুক্ত হওয়ার ক্ষমতা আছে।



- সমস্ত ট্রাইফ্লুরাইড আন্তঃহ্যালোজেন যৌগগুলি জারক দ্রব্য এবং ফ্লুরিনেটিং এজেন্ট হিসেবে কাজ করে।
- কয়েকটি আন্তঃহ্যালোজেন যৌগ দ্রবণে অথবা তরল অবস্থায় খুব সামান্য আয়নিত হয়। $2ICl \rightleftharpoons I^+ + ICl_2^-$
 $2ICl_3 \rightleftharpoons ICl_2^+ + ICl_4^-$
- ব্রোমিন ট্রাইফ্লুরাইড (BrF₃) তড়িৎ পরিবহণ করে নিজ আয়নীভবনের জন্য। $2BrF_3 \rightleftharpoons BrF_2^+ + BrF_4^-$
এখানে BrF₂⁺ আয়ন অ্যাসিড হিসেবে এবং BrF₄⁻ আয়ন ক্ষারক হিসেবে কাজ করে।
কতকগুলি ধাতব ফ্লুরাইড (যেমন—KF) BrF₃-তে দ্রবীভূত হয়ে জটিল যৌগ গঠন করে। $KF + BrF_3 \rightarrow KBrF_4$
- IF₇ তীব্র ফ্লুরিনেটিং এজেন্ট হিসেবে কাজ করে।

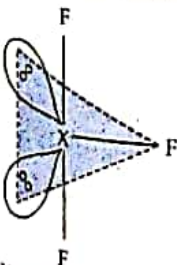
জেনে রেখো

আন্তঃহ্যালোজেন যৌগের সক্রিয়তার ক্রমানুসারে :

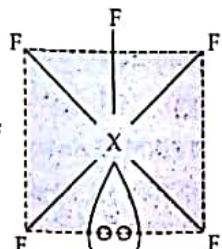


আন্তঃহ্যালোজেন যৌগের গঠন (Structure of interhalogen compounds)

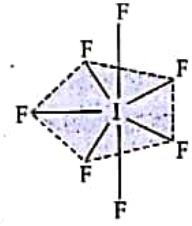
আন্তঃহ্যালোজেন যৌগগুলির আণবিক গঠন VSEPR তত্ত্ব অনুসারে ব্যাখ্যা করা যায়। কয়েকটি আন্তঃহ্যালোজেন যৌগের গঠন নিচে দেওয়া হল :



X = Cl, Br, I (ClF₃)
চিত্র (i)



X = Cl, Br, I
চিত্র (ii)



IF₇-এর গঠন
চিত্র (iii)

চিত্র (i)-এ কেন্দ্রীয় পরমাণু X-এর sp³d সংকরায়ণ দেখা যায়। এক্ষেত্রে দুটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় ইকুইটোরিয়াল অবস্থানে (equatorial position) থাকে।

X-রশ্মি, NMR, মাইক্রোওয়েভ স্পেকট্রাম ইত্যাদি দ্বারা প্রমাণিত হয়েছে যে, ClF₃-এর T আকৃতি গঠন দেখা যায়, যেখানে Cl-পরমাণুটি sp³d সংকরায়িত অবস্থায় থাকে এবং ইকুইটোরিয়াল অবস্থানে (equatorial position) দুটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় থাকে।

চিত্র (ii)-এ কেন্দ্রীয় পরমাণু X-এর sp³d² সংকরায়ণ দেখা যায়। একটি নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের উপস্থিতির জন্য যৌগগুলির আকৃতি বিকৃত ষড়ভুজাকার (distorted octahedral) বা বর্গাকৃতি পিরামিডের মতো (square pyramidal) গঠন দেখা যায়। NMR দ্বারা নিশ্চিত হওয়া গেছে যে IF₅, BrF₅-এ বর্গাকৃতি পিরামিডের মতো আকৃতি দেখা যায়।

রমন এবং ইনফ্রারেড স্পেকট্রাম (Raman and infrared spectrum) দ্বারা নিশ্চিত হওয়া গেছে যে IF₇-এ পেন্টাগোনাল বাইপিরামিডের (pentagonal bipyramid) মতো গঠন দেখা যায়। IF₇-এ কেন্দ্রীয় পরমাণু I-এর sp³d² সংকরায়ণ দেখা যায়।

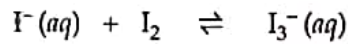
পলিহ্যালাইড আয়ন (Polyhalide ions)

সাধারণভাবে প্রশম আন্তঃহ্যালোজেন যৌগ ছাড়াও দুইয়ের বেশি হ্যালোজেন পরমাণু নিয়ে পলিহ্যালাইড আয়ন তৈরি করা যায়।

এই ধরনের পলিহ্যালাইড আয়ন তৈরি করা হয়—

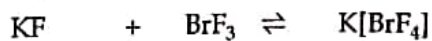
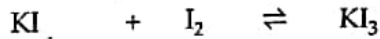
- হ্যালাইড আয়নের সঙ্গে হ্যালোজেন অণুর বিক্রিয়ায়।
- হ্যালাইড আয়নের সঙ্গে হ্যালোজেনের কোনো যৌগের সঙ্গে বিক্রিয়ায়।

উদাহরণস্বরূপ, I₃⁻ পলিহ্যালাইড আয়নটি আয়োডিন অণুর সঙ্গে আয়োডাইড আয়নের বিক্রিয়ায় উৎপন্ন হয়।



আরও অন্যান্য উদাহরণগুলি হল ICl₂⁻, ICl₄⁻, BrF₄⁻ ইত্যাদি। এই আয়নগুলি ছাড়াও I₃⁺ পলিহ্যালাইড ক্যাটায়নও জানা আছে। I₃⁺ আয়নটি আয়োডিন ট্রাইঅ্যাসিটেট [I(CH₃COO)₃], আয়োডিন ফসফেট (IPO₄) ইত্যাদি যৌগে দেখা যায়।

আয়োডিনের KI-এ দ্রবণীয়তার কারণ হল ট্রাইআয়োডাইড আয়নের (I₃)⁻ সৃষ্টি।



আন্তঃহ্যালোজেন যৌগগুলির কয়েকটি ধর্ম পরের সারণিতে দেখানো হয়েছে।

শ্রেণির সংকেত	শ্রেণির সংকেত	ভৌত অবস্থা এবং বর্ণ	আকৃতি
XX ₁	ClF	বর্ণহীন গ্যাস	সরলত্রৈধিক
	BrF	হালকা বাদামী বর্ণের গ্যাস	সরলত্রৈধিক
	IF	খুব অস্থায়ী	সরলত্রৈধিক
	BrCl	গ্যাস	সরলত্রৈধিক
	ICl	লাল বর্ণের কঠিন পদার্থ	সরলত্রৈধিক
XX ₃	IBr ₃	কালো কঠিন পদার্থ	T-এর মতো
	ClF ₃	বর্ণহীন গ্যাস	T-এর মতো
	BrF ₃	হরিত্রাভ সবুজ তরল	T-এর মতো
	IF ₃	হলুদ অনিশ্চিতাকার	T-এর মতো
	ICl ₃	কমলা বর্ণের কঠিন পদার্থ	
XX ₅	IF ₅	বর্ণহীন গ্যাস	বর্গাকৃতি পিরামিড
	BrF ₅	বর্ণহীন তরল	বর্গাকৃতি পিরামিড
	ClF ₅	বর্ণহীন তরল	বর্গাকৃতি পিরামিড
XX ₇	IF ₇	বর্ণহীন গ্যাস	পেন্টাগোনাল বাইপিরামিড

জেনে রাখো

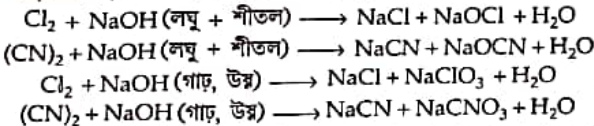
❖ ফ্রিয়ন —

ফ্রিয়ন হল ক্লোরোফ্লোরোকার্বন, শীতলীকরণের কাজে এটি ব্যবহৃত হয়।

❖ ClF₃, IF₅ ও I₃⁻ যৌগগুলির আকৃতি—

ClF₃ → T-আকৃতিবিশিষ্ট ; IF₅ → বর্গাকৃতি পিরামিড; I₃⁻ → রৈখিক।

❖ ছদ্ম হ্যালোজেন (Pseudohalogens) : দুই বা তার বেশি তড়িৎ-ঋণাত্মক পরমাণু দ্বারা অনেক ইউনি নেগেটিভ অক্সিজেন গ্রুপ (uni-negative inorganic group) জানা আছে যারা হ্যালাইড আয়নের মতো সাদৃশ্য দেখায়। এই ধরনের আয়নগুলিকে ছদ্ম হ্যালাইড আয়ন (Pseudohalide ions) বলে। উদাহরণস্বরূপ, সায়ানাইড আয়ন (CN⁻), থায়োসায়ানেট আয়ন (SCN⁻), সেলেনোসায়ানেট আয়ন (SeCN⁻), সায়ানেট আয়ন (OCN⁻) ইত্যাদি। যেমন—



এদের মধ্যে মাত্র চারটিকে মুক্ত ডাইমারিক অবস্থায় পাওয়া গিয়েছে। সেগুলি হল—সায়ানোজেন [(CN)₂] ; থায়োসায়ানোজেন [(SCN)₂] , সেলেনোসায়ানোজেন [(SeCN)₂] , অ্যাজিডো কার্বন ডাইসালফাইড [(SCSN₃)₂] ; এই অণুগুলি হ্যালোজেন অণুগুলির মতো অনুরূপ ধর্ম দেখায়। এদের ছদ্ম হ্যালোজেন (Pseudohalogens) বলে।



7C.6 আয়োডিনের ক্ষারকীয় বা ক্যাটায়নিক ধর্ম

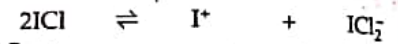
Basic or Cationic Properties of Iodine

p-ব্লক মৌলের অন্যান্য শ্রেণির মতো হ্যালোজেন মৌলগুলির (শ্রেণি VIIA বা 17) ক্ষারকীয় ধর্ম বা ক্যাটায়নিক ধর্ম এই শ্রেণির নীচের দিকে অগ্রসর হলে বাড়েতে থাকে। যেহেতু হ্যালোজেন মৌলগুলির মধ্যে ফ্লুরিন সবচেয়ে তীব্র তড়িৎ-ঋণাত্মক, এর কোনো ক্ষারকীয় ধর্ম নেই অর্থাৎ পজিটিভ আয়নে পরিণত হওয়ার কোনো প্রবণতা নেই। হ্যালোজেন মৌলগুলির মধ্যে আয়োডিন সবচেয়ে কম তড়িৎ-ঋণাত্মক (সবচেয়ে বেশি তড়িৎ-ধনাত্মক বা ধাতবগুণ সম্পন্ন) হওয়ায় এর সবচেয়ে বেশি ক্ষারকীয় ধর্ম দেখা যায় যা

পজিটিভ I⁺ আয়নের উপস্থিতি দ্বারা প্রমাণিত হয়। আয়োডিনের ক্ষারকীয় ধর্ম আয়নীভবন শক্তির (I.E.) দ্বারা ব্যাখ্যা করা যায়। হ্যালোজেন পরমাণুগুলির মধ্যে আয়োডিনের আয়নীভবন শক্তি (I.E.) সবচেয়ে কম। আসলে আয়োডিনের I.E.-এর মান মারকারির I.E.-এর মানের প্রায় সমান (I = 10.44 eV ; Hg = 10.43 eV) দেখা যায়। আয়নীভবন শক্তির মান কম হওয়ার জন্য আয়োডিন সহজে পজিটিভ আয়ন উৎপন্ন করে অর্থাৎ ক্ষারকীয় ধর্ম দেখায়। আয়োডিন নিজে মনোপজিটিভ আয়ন (I⁺) এবং ট্রাইপজিটিভ (I³⁺) আয়নরূপে থাকতে পারে। I⁺ ও I³⁺-এর উপস্থিতির সপক্ষে কিছু প্রমাণ নিচে দেওয়া হল—

মনোপজিটিভ আয়নের প্রমাণ (Evidences for monovalent ion, I⁺)

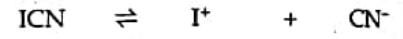
- গলিত আয়োডিন মনোক্লোরাইড তড়িৎ পরিবহণ করতে পারে। এর তড়িদ্রবিশ্লেষণের ফলে ক্যাথোডে আয়োডিন এবং অ্যানোডে আয়োডিন ও ক্লোরিন উৎপন্ন হয়। ক্যাথোড থেকে আয়োডিন নির্গত হওয়ার আয়োডিনের ধাতব ধর্মকে নিশ্চিত করে।



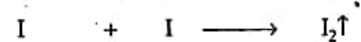
ক্যাথোডে বিক্রিয়া : $2\text{I}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{I}_2$

অ্যানোডে বিক্রিয়া : $2\text{ICl}_2^- \rightleftharpoons \text{I}_2 + 2\text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$

- গলিত আয়োডিন সায়ানাইড পিরিডিনে একই ধরনের ধর্ম প্রদর্শন করে। এটি ক্যাথোডে আয়োডিন নির্গত করে, যা নীচের আয়নীভবন দ্বারা যথেষ্ট প্রমাণিত হয়।



ক্যাথোডে : $\text{I}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{I}$

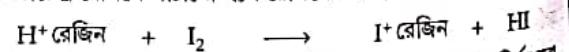


- আয়োডিন মনোক্লোরাইড (ICl) অ্যানিট্রোবেনজিনে আয়োডিনেট করে 4-আয়োডো অ্যানিট্রোবেনজিনে পরিণত করে। এই বিক্রিয়ার দ্বারা প্রমাণিত হয় যে, এক্ষেত্রে ইলেকট্রোফাইল (electrophile) হিসেবে I⁺ বিক্রিয়া অংশগ্রহণ করে।

- আয়োডিনের সঙ্গে AgNO₃-এর বিক্রিয়াটি পিরিডিনে দ্রবীভূত করা হলে [IPy₂]NO₃ উৎপন্ন হয়, যেখানে Py = পিরিডিন।

ক্রোরোফর্ম দ্রবণে [IPy₂]NO₃-কে তড়িদ্রবিশ্লেষণ করে ক্যাথোড থেকে আয়োডিন নির্গত হয় যা I⁺-এর উপস্থিতিতে নিশ্চিত করে।

- আয়োডিনকে কোনো নিষ্ক্রিয় দ্রাবকে দ্রবীভূত করে ক্যাটায়নিক আয়ন এক্সচেঞ্জ রেজিনে পাঠানো হলে রেজিনের মধ্যে আয়োডিন শোষিত হয়।

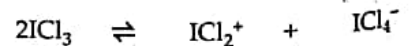


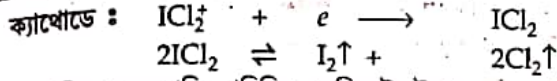
রেজিন দ্বারা পজিটিভ আয়োডিন শোষিত হওয়ার পরিমাণ নির্ণয় করা যায় KI-এর সঙ্গে বিক্রিয়ায়।



ট্রাইপজিটিভ আয়নের প্রমাণ (Evidence for tripositive ion)

- গলিত আয়োডিন ট্রাইক্লোরাইড (ICl₃) তড়িৎ পরিবহণ করে। ICl₃-এর তড়িদ্রবিশ্লেষণ করা হলে আয়োডিন ও ক্লোরিন উভয় তড়িদ্রবিশ্লেষণের দ্রব্য পাওয়া যায়।





- ২) আয়োডিন কতকগুলি পরিচিত অক্সিজেন উৎপন্ন করে যার মধ্যে ট্রাইপজিটিভ আয়োডিন (I^{3+}) বর্তমান থাকে। উদাহরণস্বরূপ, (a) আয়োডিন অ্যাসিটেট $[I(CH_3COO)_3]$ (বর্ণহীন, হেক্সাগোনাল ক্লেস), (b) আয়োডিন পারক্লোরেট $[I(ClO_4)_3 \cdot H_2O]$ (সবুজ হলুদ), (c) আয়োডিন ফসফেট $[IPO_4]$ (হলুদ)।
 আয়োডিন অ্যাসিটেট উৎপন্ন করা হয়, অ্যাসিটিক অ্যানহাইড্রাইড দ্রবণে আয়োডিনকে ধূমায়মান নাইট্রিক অ্যাসিড দ্বারা জারিত করে।
 $I(CH_3COO)_3 \rightleftharpoons I^{3+} + 3CH_3COO^-$

7C.7 ফ্লুরিনের অস্বাভাবিক আচরণ Anomalous Behaviour of Fluorine

ফ্লুরিন পর্যায়-সারণির VII A (বা 17) শ্রেণির অন্যান্য হ্যালোজেন মৌলের তুলনায় অনেক ধর্মে পৃথক আচরণ দেখায়। ফ্লুরিনের এই অস্বাভাবিক আচরণের কারণগুলি হল—

- ফ্লুরিন পরমাণুর আকার ছোটো (smallest atomic size)।
 - এর তড়িৎ-ঋণাত্মকতা (electronegativity) সবচেয়ে বেশি। পাউলিংয়ের স্কেল অনুসারে তড়িৎ-ঋণাত্মকতার মান 4.0।
 - এর পরমাণুতে d -কক্ষকের অনুপস্থিতি, কারণ $2d$ -এর অস্তিত্ব কাল্পনিক।
 - F_2 অণুর $F-F$ বন্ধনের বিয়োজন শক্তির মান কম (low dissociation energy of its molecule)।
 - উচ্চ আয়নীভবন শক্তি (High I.P.)।
 এই কারণগুলির জন্য F_2 -কে সুপার হ্যালোজেন বলে।
 ওপরের কারণগুলির জন্য অন্যান্য হ্যালোজেন থেকে ফ্লুরিন পৃথক আচরণ করে। যেমন—
- জারণ অবস্থা (Oxidation states) : ফ্লুরিনের তড়িৎ-ঋণাত্মকতার মান সবচেয়ে বেশি বলে এটি কেবলমাত্র -1 জারণ অবস্থা দেখায়। অন্যান্য হ্যালোজেনের মতো এটি ধনাত্মক জারণ সংখ্যা (Positive O.S.) বা অন্যান্য উচ্চ জারণ অবস্থা দেখায় না।
 - সক্রিয়তা (Reactivity) : সমস্ত হ্যালোজেনগুলির মধ্যে ফ্লুরিন সবচেয়ে সক্রিয়। এর কারণ ফ্লুরিন অণুর বন্ধন বিয়োজন শক্তির মান খুব কম। যেমন—সাধারণ উষ্ণতায় এটি জলকে আক্রমণ করে O_2 এবং O_3

উৎপন্ন করে। এটি কার্বনের সঙ্গে যুক্ত হয়ে যৌগ গঠন করে।

3. সমযোজ্যতা (Covalency) : ফ্লুরিন পরমাণুতে d -কক্ষকের অনুপস্থিতির জন্য এর সর্বাধিক যোজ্যতা 1 হয়। অপরদিকে আকারে ছোটো এবং তড়িৎ-ঋণাত্মকতার মান সবচেয়ে বেশি হওয়ায় সর্বাধিক সংখ্যক ফ্লুরিন পরমাণু অপর কোনো কেন্দ্রীয় পরমাণুর সঙ্গে যুক্ত হতে পারে। এই কারণে ফ্লুরিন যে পরমাণুর সঙ্গে যুক্ত আছে তার সবচেয়ে বেশি সমযোজ্যতা পেতে সাহায্য করে। উদাহরণস্বরূপ, IF_7, SF_6 ইত্যাদি।
 4. ইলেকট্রন আসক্তি (Electron affinity) : আকারে ছোটো হওয়ায় জন্য ফ্লুরিন পরমাণুর মধ্যে ইলেকট্রনের ঘনত্ব খুব বেশি হয়। সেইজন্য ক্লোরিনের চেয়ে ফ্লুরিনের তড়িৎ-ঋণাত্মকতার মান বেশি হওয়া সত্ত্বেও ফ্লুরিনের ইলেকট্রন আসক্তি ক্লোরিনের চেয়ে কম।
 5. ফ্লুরিন কোনো পলিহ্যালাইড আয়ন উৎপন্ন করে না অথচ অন্যান্য হ্যালোজেনগুলি পলিহ্যালাইড (I_3^-, Br_3^- ইত্যাদি) উৎপন্ন করে। d -কক্ষকের অনুপস্থিতি পলিহ্যালাইড উৎপন্ন না হওয়ার কারণ।
 6. দ্রাব্যতা (Solubility) : ফ্লুরাইড যৌগগুলির দ্রাব্যতা সম্পূর্ণ অস্বাভাবিক। AgF জলে দ্রব্য অথচ $AgCl, AgBr, AgI$ জলে অদ্রব্য। অপরদিকে CaF_2 জলে অদ্রব্য কিন্তু $CaCl_2, CaBr_2, CaI_2$ জলে দ্রব্য।
 7. ফ্লুরাইড যৌগের আয়নীয় চরিত্র (Ionic character of fluorides) : অন্যান্য হ্যালাইড যৌগের তুলনায় ফ্লুরাইড যৌগের আয়নীয় চরিত্র সবচেয়ে বেশি। উদাহরণস্বরূপ, অ্যালুমিনিয়ামের হ্যালাইডগুলির মধ্যে কেবলমাত্র AlF_3 আয়নীয় যৌগ। আবার $Sn(IV)$ হ্যালাইডগুলির মধ্যে কেবলমাত্র SnF_4 আয়নীয় যৌগ।
 8. হাইড্রোফ্লুরিক অ্যাসিডের অস্বাভাবিক আচরণ (Anomalous behaviour of hydrofluoric acid) : অন্যান্য হ্যালো-অ্যাসিডের চেয়ে HF বিভিন্ন বিষয়ে ভিন্ন আচরণ করে। উদাহরণস্বরূপ—
- $H-F$ বন্ধনের শক্তি বেশি হওয়ার জন্য HF সবচেয়ে দুর্বল হ্যালো-অ্যাসিড।
 - এটি HF_2^- আয়ন উৎপন্ন করতে পারে।
 - HF -এর তাপীয় স্থায়িত্বের মান বেশি হওয়ার জন্য এটি খুব দুর্বল বিজারক দ্রব্য।
 - ফ্লুরিন পরমাণুর আকার ছোটো ও তড়িৎ-ঋণাত্মকতার মান বেশি হওয়ার জন্য HF অণুগুলি হাইড্রোজেন বন্ধন দ্বারা সংযোজিত অবস্থায় থাকে, ফলে HF -এর স্ফুটনাঙ্ক এবং সান্দ্রতাজঙ্কের মান বেশি হয়।



ফ্লুরিন (Fluorine)

7C.8 ফ্লুরিন আবিষ্কারের পটভূমিকা

Background for the Discovery of Fluorine

1771 খ্রিস্টাব্দে বিজ্ঞানী শিলে (Sheele) সর্বপ্রথম ফ্লুরস্পার (CaF_2) খনিজের সঙ্গে গাঢ় H_2SO_4 মিশিয়ে উত্তপ্ত করে হাইড্রোফ্লুরিক অ্যাসিড উৎপন্ন করেন। এরপর দীর্ঘদিন কেটে গেলেও এ বিষয়ে কোনো অগ্রগতি হয়নি। 1813 খ্রিস্টাব্দে বিজ্ঞানী ডেভি প্রথম লক্ষ করেন যে হাইড্রোক্লোরিক অ্যাসিডের সঙ্গে

হাইড্রোফ্লুরিক অ্যাসিডের ধর্মে অনেক সাদৃশ্য আছে। উভয়ের সংযুক্তি একইরকম। তিনি লক্ষ করেন হাইড্রোক্লোরিক অ্যাসিডের মতো হাইড্রোফ্লুরিক অ্যাসিডও হাইড্রোজেন ও অপর একটি অজানা মৌলের দ্বারা গঠিত। ডেভি এই অজ্ঞাত মৌলটির নাম দিলেন ফ্লুরিন (Fluorine)। এরপর দীর্ঘদিন নানা চেষ্টা সত্ত্বেও ফ্লুরিন প্রস্তুত করা সম্ভব হয়নি। অবশেষে 1886 খ্রিস্টাব্দে ফরাসি রসায়নবিদ মোয়সাঁ (Moissan) প্রথম ফ্লুরিন প্রস্তুত করতে সমর্থ হন। ফ্লুরিন প্রস্তুতির জন্য 1886 খ্রিস্টাব্দ রসায়নের ইতিহাসে একটি গুরুত্বপূর্ণ বছর হিসেবে চিহ্নিত হয়ে আছে।