

p-ब्लॉक के तत्व (P-Block Elements)

आवर्ती सारणी में 13 से 18 वर्गों में p- ब्लॉक के तत्व रखे गये हैं। इनके बाह्यतम कोश का इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $ns^2 np^{1-6}$ (परन्तु हीलियम में $1s^2$) होता है। वर्ग 13, 14, 15, 16, 17 एवं 18 के तत्वों के बाह्यतम कोश में क्रमानुसार 3, 4, 5, 6, 7 और 8 इलेक्ट्रॉन होते हैं जबकि इनके अन्दर के कोश पूर्ण रूप से भरे होते हैं। इनमें बाहरी कोश के s- उपकोश में दो इलेक्ट्रॉन होते हैं और शेष 1, 2, 3, 4, 5 एवं 6 इलेक्ट्रॉन p- उपकोश में क्रमानुसार भरते हैं। वर्ग 13 से आरम्भ होकर 18 में अन्तिम 6 वाँ इलेक्ट्रॉन भरता है। 13 व 14 वर्ग XI वीं कक्षा में आप पढ़ चुके हैं।

वर्ग 15 के तत्व (Elements of Group 15)

इस वर्ग में नाइट्रोजन, फास्फोरस, आर्सेनिक, ऐन्टिमनी तथा बिस्मथ तत्व रखे गये हैं। हम जानते हैं कि किसी वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर धात्विक गुण बढ़ने लगते हैं अतः जैसे जैसे हम ऊपर से नीचे की ओर बढ़ते हैं तो आरम्भ में अधात्विक गुण मध्य में उपधात्विक गुण और वर्ग के अन्त में धात्विक गुण उत्पन्न होते हैं। इस प्रकार इस वर्ग में—

अधातुए — नाइट्रोजन (N), फास्फोरस (P)
उपधातुए — आर्सेनिक (As), ऐन्टिमनी (Sb)
धातु — बिस्मथ (Bi)

उपलब्धता (Occurrence)— वायुमण्डल में 78% आणविक नाइट्रोजन है। भूपर्पटी के खनिजों में यह सोडियम नाइट्रेट (चिली साल्टपीटर) तथा पोटेशियम नाइट्रेट (इण्डीयन साल्टपीटर) के रूप में पाया जाता है। जीव जन्तुओं, वनस्पतियों इत्यादि में यह प्रोटीन के रूप में पाया जाता है। फास्फोरस ऐपेटाइट वर्ग के खनिजों (जैसे फ्लुओरोऐपेटाइट $Ca_9(PO_4)_6CaF_2$) में भी मिलता है जो कि फॉस्फेट चट्टानों का मुख्य घटक होता है। इसके अतिरिक्त जीवों एवं पादप कोशिकाओं में एक आवश्यक अवयव का रूप में भी पाया जाता है। फास्फोरस दूध तथा अण्डों में भी उपस्थित होता है। शेष सदस्य आर्सेनिक, ऐन्टिमनी तथा बिस्मथ मुख्यतः सल्फाइड खनिजों के रूप में पाये जाते हैं। निम्न सारणी में इस वर्ग के तत्वों कुछ महत्वपूर्ण लक्षण प्रदर्शित किये गये हैं।

सारणी (1)

गुणधर्म	N	P	AS	Sb	Bi
1. परमाणु क्रमांक	7	15	33	51	83
2. परमाणु द्रव्यमान ग्राम प्रति मोल	14.01	30.07	74.92	121.75	208.98
3. इलेक्ट्रॉनिक विन्यास	(He) $2S^2 2 P^3$	(Ne) $3S^2 3P^3$	(Ne) $3d^{10}4S^2 4P^3$	(Kr) $4d 5S^2 5P^3$	(Xe) $4f^{14}5d^{10}6s^2 6P^3$
4. आयनन एन्थैल्पी—I KJ / Mol II III	1402 2856 4577	1012 1903 2910	947 1798 2736	834 1595 2443	703 1610 2466
5. विद्युत ऋणता	3.0	2.1	2.0	1.9	1.9
6. सहसंयोजक त्रिज्या (Å)	0.70	1.10	1.21	1.41	1.48
7. आयनी त्रिज्या त्रिज्या (Å)	1.71 ^a	2.12 ^a	2.22 ^a	0.76 ^b	1.03 ^b
गलनांक (K)	63 ^c	317 ^d	1089 ^e	904	544
क्वथनांक (K)	77.2 ^c	554 ^d	888 ^f	1860	1837
घनत्व (g cm^{-3} , 298 K)	0.879 ^g	1.823	5.778 ^h	6.697	9.808

$a = E^{-3}$ आयन त्रिज्या, $b = E^{+3}$ की त्रिज्या, $d =$ श्वेत फास्फोरस, $e =$ धूसर (38.6 atm) पर, $f =$ ऊर्ध्वपातन ताप, $g = 63$ K पर घनत्व, $h =$ धूसर रूप, $= N_2$ अणु के लिए।

उक्त सारणी से स्पष्ट है कि इन तत्वों का संयोजकता कोश में इलेक्ट्रॉनिक विन्यास, ns^2np^3 होता है जिनमें s कक्षक पूर्णतः भरा होता है और p कक्षक अर्द्धपूरित होते हैं। ऐसा अर्द्धपूरित विन्यास इन वर्ग 15 के सदस्यों के अतिरिक्त स्थायित्व को प्रदर्शित करता है।

वर्ग में ऊपर से नीचे की ओर जाते हैं जो तत्वों की सहसंयोजक त्रिज्या तथा किसी विशेष आयनी अवस्था (3 या +3) की आयनिक त्रिज्या के मान में वृद्धि होती है। N से P तक सहसंयोजक त्रिज्या में विचारणीय वृद्धि होती है। परन्तु As से Bi तक सहसंयोजक त्रिज्या में बहुत कम वृद्धि प्रेक्षित होती है जिसका कारण आन्तरिककोश d एवं f कक्षकों की उपस्थिति है। वास्तव में d एवं f कक्षकों का नाभिक पर आवरण प्रभाव दुर्बल होता है जिससे इनका संकुचन हो जाता है और त्रिज्या में अधिक वृद्धि नहीं हो पाती है।

आयनन एन्थैल्पी (Ionisation Enthalpy)–

वर्ग में ऊपर से नीचे की जाने पर आयनन ऊर्जा या एन्थैल्पी में निरन्तर कमी होती है जिसका कारण परमाण्विक त्रिज्या में निरन्तर वृद्धि का होना है। वर्ग 15 के तत्वों में p -कक्षकों में अर्द्धपूरित इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के कारण संगत आवर्त में इनकी आयनन ऊर्जा का मान अपेक्षाकृत अधिक हो जाता है।

भौतिक गुणधर्म (Physical Properties)–

इस वर्ग के सभी तत्व बहु परमाणुक हैं जिनमें नाइट्रोजन एक द्विपरमाणुक गैस (N_2) है जबकि शेष सदस्य बहुपरमाणुक ठोस होते हैं। वर्ग में नीचे की ओर जाने पर धात्विक गुणों में वृद्धि होती है। नाइट्रोजन तथा फास्फोरस अधातु हैं, आर्सेनिक एवं ऐंटीमनी उपधातु हैं जबकि बिस्मथ एक धातु है। इसी कारण एन्थैल्पी में कमी तथा परमाण्विक आकार में वृद्धि प्रेक्षित की जाती है। वर्ग में नीचे की ओर जाने पर क्वथनांक में लगातार वृद्धि होती है इसके विपरीत गलनांक पर विचार किया जाता है तो आर्सेनिक तक तो लगातार बढ़ते हैं परन्तु उसके बाद घटते हैं। नाइट्रोजन गैसीय द्विपरमाणुक यौगिक है और शेष सभी ठोस पदार्थ अपरूपता प्रदर्शित करते हैं।

रासायनिक गुण धर्म (Chemical Properties)-

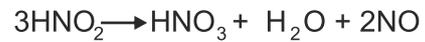
ऑक्सीकरण अवस्थाएँ (Oxidation States):– इन तत्वों की सामान्य ऑक्सीकरण अवस्थाएँ -3 , $+3$, तथा $+5$ होती हैं। वर्ग में नीचे की ओर जाने पर धात्विक लक्षण बढ़ते हैं जिससे -3 ऑक्सीकरण अवस्था प्रदर्शित करने की प्रवृत्ति घटती है और इस प्रकार संभवतः बिस्मथ का एक भी

ऐसा यौगिक ज्ञात नहीं है जहाँ यह -3 ऑक्सीकरण अंक प्रदर्शित करे। वर्ग में नीचे जाने पर $+5$ ऑक्सीकरण अवस्था का स्थायित्व भी घटता है जबकि $+3$ ऑक्सीकरण अवस्था का स्थायित्व बढ़ता है। इसका कारण ns^2 इलेक्ट्रॉनों का अक्रिय इलेक्ट्रॉन युग्म प्रभाव है। ऑक्सीजन के साथ अभिक्रिया करने पर नाइट्रोजन $+1$, $+2$, $+5$ ऑक्सीजन अवस्थाएँ भी प्रदर्शित करती हैं। फॉस्फोरस के कुछ ऑक्सी अम्लों में $+1$ एवं $+4$ ऑक्सीकरण अवस्थाएँ प्रदर्शित करता है।

फॉस्फोरस की लगभग सभी मध्यवर्ति ऑक्सीकरण अवस्थाएँ क्षार एवं अम्ल दोनों में $+5$ एवं -3 ऑक्सीकरण अवस्थाओं में असमानुपातीकरण हो जाता है हालांकि आर्सेनिक, ऐंटीमनी और बिस्मथ की $+3$ ऑक्सीकरण अवस्था असमानुपातीकरण के संदर्भ में बहुत अधिक स्थायी हो जाती है।

नाइट्रोजन की अधिकतम सहसंयोजकता 4 ही हो सकती है क्योंकि एक s व तीन p कक्षक मिलकर अधिकतम चार संयोजकताएँ ही संभव हैं। जबकि पेश सभी सदस्यों के संयोजकता कोश में रिक्त या पूर्ण भरे d कक्षक भी उपलब्ध होते हैं अतः उनकी संयोजकताएँ चार से अधिक भी हो सकती हैं जैसे PCl_5 , PF_6^-] इत्यादि।

उदाहरणार्थ नाइट्रोजन की $+1$ से $+4$ तक सभी ऑक्सीकरण अवस्थाओं की प्रवृत्ति अम्ल विलयन में असमानुपातन की होती है। उदाहरणार्थ



रासायनिक क्रियाशीलता (Chemical Reactivity)– (नाइट्रोजन का असामान्य व्यवहार)

इस वर्ग में नाइट्रोजन का आकार सबसे छोटा होता है और उच्च विद्युत ऋणात्मक होती है। इसकी आयनन ऊर्जा का मान भी बहुत उच्च होता है। इसमें रिक्त d -कक्षक उपलब्ध नहीं होने से इसका व्यवहार वर्ग के अन्य तत्वों से काफी भिन्नता प्रदर्शित करता है।

नाइट्रोजन की स्वयं के साथ तथा छोटे आकार व उच्च विद्युतऋणता वाले कुछ तत्वों (जैसे C , O) के साथ $P\pi - P\pi$ प्रकार के बहु बन्ध बनाने की एक विशिष्ट प्रवृत्ति होती है। इसी वर्ग में भारी तत्व $P\pi - P\pi$ बनाने में असमर्थ होते हैं क्योंकि उनके परमाणु आकार में बड़े एवं फेले हुए होते हैं जिससे वे प्रभावी अतिव्यापन नहीं कर पाते हैं। प्रकृति में नाइट्रोजन एक द्विपरमाणुक गैसीय अणु के रूप में पाया जाता है जिसमें एक बन्ध एवं दो बन्ध पाये जाते हैं। दोनों परमाणुओं के मध्य त्रिबन्ध उपस्थित है अतः इसकी एन्थैल्पी (या बन्ध ऊर्जा) का मान बहुत उच्च ($941.4 \text{ KJ Mol}^{-1}$) होता है। फास्फोरस, आर्सेनिक एवं ऐंटीमनी में $P-P$, $As-As$ एवं $Sb-Sb$ प्रकार से एकल बन्ध ही पाये जाते हैं। बिस्मथ धात्विक तत्व है अतः धात्विक बन्ध

बनाता है।

नाइट्रोजन, वर्ग के अन्य तत्वों से एक और महत्वपूर्ण भिन्नता प्रदर्शित करता है, वह श्रृंखलन की दुर्बल प्रवृत्ति है। नाइट्रोजन की बन्ध ऊर्जा का मान कम होने से श्रृंखलन की दुर्बल प्रवृत्ति है। इसके संयोजकता कोश में **d**-कक्षकों की अनुपस्थिति भी एक महत्वपूर्ण कारक है जो नाइट्रोजन के रासायनिक व्यवहार को वर्ग के अन्य सदस्यों से भिन्न करता है। रिक्त **d** कक्षक नही होने से इसकी अधिकतम सह संयोजकता चार ही हो सकती है। इसके अतिरिक्त नाइट्रोजन **dπ - Pπ** बन्ध बनाने में भी असमर्थ है जबकि फॉस्फोरस तथा आर्सेनिक संक्रमण तत्वों के साथ भी **dπ - Pπ** बन्ध बना सकते हैं जैसे $R_3P=O$, $R_3P=CH_2$ इत्यादि।

बन्ध	C - C	N - N	P - P	As - As
बन्ध ऊर्जा KJ/Mol	353.3	163.8	201.6	147.4

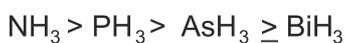
(1) हाइड्रोजन के प्रतिक्रियाशीलता-

वर्ग 15 के सभी तत्व EH_3 प्रकार के हाइड्राइड बनाते हैं, जहाँ **E = N, P, AS, Sb या Bi** हो सकता है। निम्न सारणी (3) में इनके हाइड्राइडों के गुण धर्म दिये गये हैं-

सारणी (3)

गुण	NH_3 अमोनिया	PH_3 फास्फीन	AsH_3 आर्सीन	SbH_3 स्टीबीन	BiH_3 बिसिमुथीन
गलनांक	195.2	139.5	156.7	185	-
क्वथनांक	238.5	185.5	210.6	254.6	290
E-H बन्ध दूरी (PM)	101.7	141.9	151.9	170.7	-
H-E-H बन्ध कोण	107.8	93.6	91.8	91.3	-
E-H बन्ध वियोजन ऊर्जा	389	322	297	255	-

सारणी में स्पष्ट है कि हाइड्राइड उनके गुणों में नियमित क्रमिक परिवर्तन दर्शाते हैं। बन्ध वियोजन ऊर्जा (एन्थैल्पी) के मानों से स्पष्ट है NH_3 से BiH_3 तक हाइड्राइडों का स्थायित्व क्रमशः घटता है। नाइट्रोजन का छोटा आकार होता है एवं **N-H** बन्ध दूरीयाँ बहुत कम होती हैं जिससे इसके **H-N-H** बन्ध कोण अधिक प्रभावित नहीं ($109^\circ 28'$ से) होते हैं। आगे के सदस्यों का आकार बढ़ जाने से बन्ध कोणों के मान बहुत अधिक प्रभावित होते हैं। NH_3 से BiH_3 की ओर जाने पर हाइड्राइडों का अपचायी गुणधर्म बढ़ता है जहाँ NH_3 सर्वाधिक मृदु अपचायक है एवं BiH_3 प्रबलतम अपचायक है। साथ ही इनके क्षारकता का क्रम भी निम्न प्रकार होता है-



उच्चतर सदस्य E_2H_4 प्रकार के हाइड्राइड भी बनाते हैं जैसे N_2H_4 (हाइड्रेजीन), P_2H_4 (डाइफास्फीन) एवं As_2H_4 (डाइआर्सीन)। नाइट्रोजन एक विशिष्ट प्रकार का हाइड्राइड HN_3 भी बनाती है जिसे हाइड्रोजन एजाइड या हाइड्रेजॉइक अम्ल कहते हैं।

(2) ऑक्सीजन के प्रतिक्रियाशीलता -

वर्ग 15 के सदस्य ऑक्सीजन के साथ प्रत्यक्ष-अप्रत्यक्ष रूप में दो प्रकार के ऑक्साइड, E_2O_5 (ट्राइऑक्साइड) एवं E_2O_5 (पेन्टा ऑक्साइड) बनाते हैं। हालांकि नाइट्रोजन + 1 से + 5 ऑक्सीकरण अवस्था वाले ऑक्साइड बनाने में सक्षम है। इसका कारण यह है कि नाइट्रोजन की ऑक्सीजन के साथ **Pπ - Pπ** बहुबन्ध बनाने की प्रबल प्रवृत्ति पायी जाती है। उच्च ऑक्सीकरण अवस्था वाला ऑक्साइड निम्न ऑक्सीकरण अवस्था वाले ऑक्साइड की तुलना में अधिक अम्लीय होता है। वर्ग में नीचे जाने पर अम्लीय गुण घटता है।

इस प्रकार नाइट्रोजन व फास्फोरस के ऑक्साइड पूर्णतः अम्लीय है, जबकि आर्सेनिक एवं ऐन्टिमनी के ऑक्साइड उभयधर्मी प्रवृत्ति तथा बिस्मथ के ऑक्साइड क्षारीय प्रवृत्ति के होते हैं।

(3) हैलोजन के प्रति क्रियाशीलता-

वर्ग 15 के तत्व हेलाइडों की दो श्रेणीयाँ EX_3 (ट्राइहेलाइड) एवं EX_5 (पेन्टाहेलाइड) बनाते हैं। इनमें भी ट्राइहेलाइड तो वर्ग के सभी सदस्य बनाते हैं। नाइट्रोजन के इस असामान्य व्यवहार का कारण इसमें रिक्त **d**- कक्षकों की अनुपलब्धता है। इसी प्रकार वर्ग के अन्तिम सदस्य बिस्मथ की भी पेन्टाहेलाइड बनाने की कम प्रवृत्ति पायी जाती है क्योंकि "अक्रिय इलेक्ट्रॉन युग्म (ns^2) प्रभाव" के कारण उसकी + 3 ऑक्सीकरण अवस्था अधिक स्थायी है। साथ ही यह भी स्पष्ट है कि BiF_3 के अतिरिक्त सभी ट्राइहेलाइड मुख्य रूप से सहसंयोजक प्रकृति प्रदर्शित करते हैं।

(4) धातुओं के प्रति क्रियाशील-

वर्ग 15 के सभी सदस्य धातुओं के साथ अभिक्रिया करके द्विअंगी यौगिक बनाते हैं जिसमें ये -3 ऑक्सीकरण अवस्था प्रदर्शित करते हैं। उदाहरणार्थ कैल्शियम नाइट्राइड (Ca_3N_2), सोडियम आर्सेनाइड (Na_3As), जिंक एन्टीमोनाइड (Zn_3Sb_2), मैग्नीशियम बिस्मथाइड (Mg_3Bi_2) इत्यादि।

डाइनाइट्रोजन (Dinitrogen)- 1772 में डेनियल रदरफोर्ड (Daniel Rutherford) ने नाइट्रोजन की खोज की थी। आणविक अवस्था में यह द्विपरमाणुक अणु (N_2)

के रूप में उपस्थित होती है जिसमें दो परमाणु परस्पर त्रिबन्ध से जुड़े ($N = N$) होते हैं। डाइनाइट्रोजन (N_2) का व्यावसायिक उत्पादन वायु के द्रवीकरण तथा प्रभाजी आसवन से किया जाता है। पहले द्रव नाइट्रोजन (क्वथनांक 77.2 K) आसवित होती है एवं ऑक्सीजन (क्वथनांक 90 K) शेष रह जाती है।

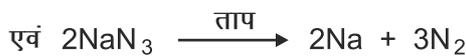
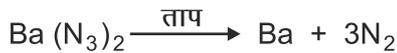
प्रयोगशाला में डाइनाइट्रोजन बनाने के लिए अमोनियम क्लोराइड के जलीय विलयन की अभिक्रिया सोडियम नाइट्राइट के साथ कराई जाती है—



इस अभिक्रिया में अल्प मात्रा में NO तथा HNO_3 भी सहउत्पाद के रूप में प्राप्त होते हैं। इन गैसीय अशुद्धियों को पाटेशियम डाइक्रोमेट युक्त सल्फ्यूरिक अम्ल के विलयन से गुजारकर दूर किया जा सकता है। डाइनाइट्रोजन को अमोनियमडाइक्रोमेट के तापीय अपघटन से भी प्राप्त किया जा सकता है—

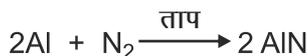
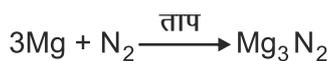
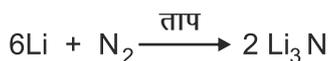


अत्यन्त शुद्ध अवस्था में इसे बेरियम या सोडियम एजाइड के तापीय अपघटन से प्राप्त किया जा सकता है।

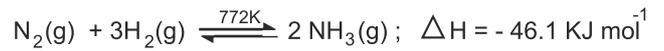


गुणधर्म (Properties)— डाइनाइट्रोजन एक रंगहीन, गंधहीन तथा अविषैली गैस है। नाइट्रोजन के दो समस्थानिक ^{14}N एवं ^{15}N पाये जाते हैं। इसकी जल में विलेयता बहुत कम है (23.2 cm^3 प्रति लीटर, 273.15 K ताप तथा एक बार दाब पर) तथा गलनांक एवं क्वथनांक क्रमशः 63.2 K एवं 77.2 K हैं।

डाइनाइट्रोजन ($N = N$) में त्रिबन्ध उपस्थित होने के कारण उच्च बन्ध ऊर्जा (एन्थैल्पी) होती है अतः कमरे के ताप पर यह बहुत कम क्रियाशील यौगिक है। यद्यपि, ताप बढ़ाने पर इसकी क्रियाशीलता तेजी से बढ़ती है। उच्च तापों पर यह कुछ धातुओं से क्रिया कर आयनिक नाइट्राइड तथा कुछ अधातुओं के साथ सहसंयोजक प्रवृत्ति के नाइट्राइड बनाती है।



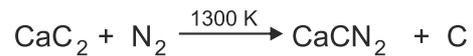
सतही उत्प्रेरक (जैसे Pt , Fe , Mo इत्यादि) की उपस्थिति में उच्च ताप (773 K) पर हाइड्रोजन के साथ संयोजित होकर अमोनिया बनाती है। (हाबर विधि)।



डाइनाइट्रोजन, केवल अत्यधिक उच्च ताप (लगभग 2000 K) पर डाइऑक्सीजन के साथ संयोग कर नाइट्रिक ऑक्साइड, NO बनाती है।



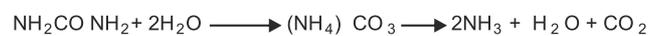
उच्च ताप पर डाइनाइट्रोजन कुछ यौगिकों से भी अभिक्रिया करती है, उदाहरणार्थ कैल्सियम कार्बाइड से निम्न प्रकार अभिक्रिया करती है—



उपयोग (Applications) — डाइनाइट्रोजन के मुख्य उपयोग निम्नांकित हैं—

1. डाइनाइट्रोजन का उपयोग कुछ महत्वपूर्ण यौगिकों जैसे अमोनिया, नाइट्रिक अम्ल, कैल्सियम सायनाइड इत्यादि के संश्लेषण में किया जाता है।
2. अक्रिय वातावरण उत्पन्न करने में भी डाइनाइट्रोजन का उपयोग किया जाता है। उदाहरणार्थ लोहा एवं स्टील उद्योग में यह अक्रिय वातावरण बनाये रखने हेतु प्रयुक्त होती है।
3. द्रव नाइट्रोजन का उपयोग प्रशीतक के रूप में किया जाता है जिसका उपयोग जैविक पदार्थों, खाद्य सामग्री संरक्षण, क्रायोसर्जरी, वेक्सीन के संरक्षण इत्यादि अनेक कार्यों में चलायमान प्रशीतक के रूप में उपयोग में लिया जाता है।
4. उच्च तापों के मापन में से इसे गैस-तापमापी के रूप में भी उपयोग में लेते हैं।

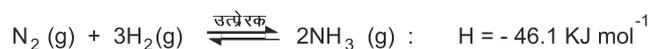
अमोनिया (Ammonia) — अमोनिया नाइट्रोजन का महत्वपूर्ण यौगिक है। यह अल्प मात्रा में वायु तथा मिट्टी में उपस्थित रहती है। जहाँ नाइट्रोजन युक्त कार्बनिक पदार्थों के विघटन से प्राप्त होती है उदाहरणार्थ यूरिया एक कार्बनिक यौगिक है जो जीवों एवं मनुष्य के मूत्र द्वारा उत्सर्जित होता है।



अमोनिया लवण जब कॉस्टिक सोडा या कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड से अभिक्रिया करते हैं तो अमोनिया प्राप्त होती है—



औद्योगिक स्तर पर अमोनिया को हाबर प्रक्रम द्वारा बनाया जाता है।



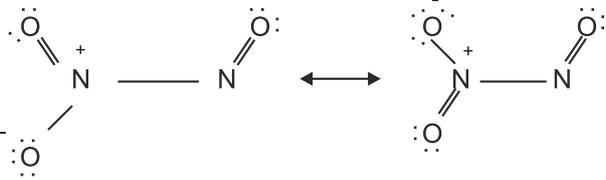
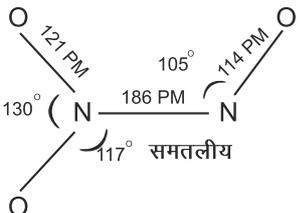
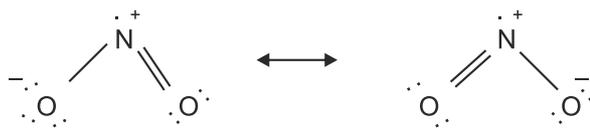
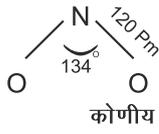
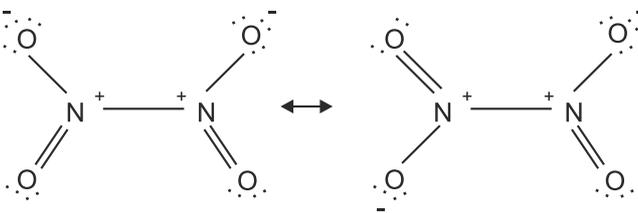
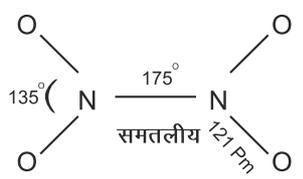
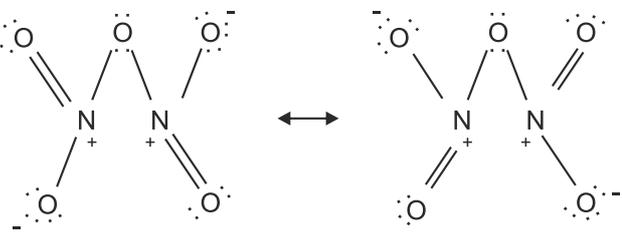
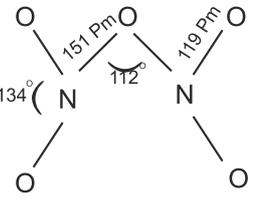
सारणी (4)

ऑक्साइड का नाम	सूत्र	नाइट्रोजन की ऑक्सीकरण अवस्था	बनाने की सामान्य विधियाँ	सामान्य प्रकृति
डाइनाइट्रोजन ऑक्साइड (नाइट्रोजन (I) ऑक्साइड)	N_2O	+1	$NH_4NO_3 \xrightarrow{\text{ताप}} N_2O + 2H_2O$	रंगहीन गैस उदासीन
नाइट्रोजन मोनोक्साइड (नाइट्रोजन (II) ऑक्साइड)	NO	+2	$2NaNO_2 + 2FeSO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 2NaHSO_4 + 2H_2O + 2NO$	रंगहीन गैस उदासीन
नाइट्रोजन ट्राइऑक्साइड (नाइट्रोजन (III) ऑक्साइड)	N_2O_3	+3	$2NO + N_2O_4 \xrightarrow{250 K} 2N_2O_3$	नीला ठोस अम्लीय
नाइट्रोजन डाइऑक्साइड (नाइट्रोजन (IV) ऑक्साइड)	NO_2	+4	$2Pb(NO_3)_2 \xrightarrow{673 K} 4NO_2 + 2PbO + O_2$	भूरी गैस, अम्लीय
नाइनाइट्रोजन टेट्रा ऑक्साइड (नाइट्रोजन (IV) ऑक्साइड)	N_2O_4	+4	$2NO_2 \xrightleftharpoons[\text{ताप}]{\text{ठण्डा}} N_2O_4$	रंगहीन ठोस या द्रव अम्लीय
डाइनाइट्रोजन पेन्टा ऑक्साइड (नाइट्रोजन (V) ऑक्साइड)	N_2O_5	+5	$4HNO_3 + P_4H_{10} \rightarrow 4HPO_3 + 2N_2O_5$	रंगहीन ठोस अम्लीय

विभिन्न नाइट्रोजन ऑक्साइडों में अनुनाद एवं उनकी संरचनाएँ निम्न सारणी (5) में प्रदर्शित की गई है—

सारणी (5)

अनुनादी संरचना	संरचना
(1) N_2O , नाइट्रस ऑक्साइड $:\ddot{N} = \overset{+}{N} - \overset{-}{O} : \longleftrightarrow N \equiv \overset{+}{N} - \overset{-}{O} :$	रैखिक $N \text{---} N \text{---} O$ <small>113 Pm 119 Pm</small>
(2) NO , नाइट्रिक ऑक्साइड $:\ddot{N} = \overset{-}{O} : \longleftrightarrow :\ddot{N} = \overset{+}{O} : \longleftrightarrow :\overset{+}{N} = \overset{-}{O} :$	$N \text{---} O$ <small>115 PM</small> $N \text{---} O$ <small>238 PM 115 PM</small> $O \text{---} N$ द्विलक

<p>(3) N_2O_3 डाइनाइट्रोजन ट्राइऑक्साइड</p> 	
<p>(4) NO_2 नाइट्रोजन डाइऑक्साइड</p> 	
<p>(5) N_2O_4 नाइट्रोजन डाइऑक्साइड</p> 	
<p>(6) N_2O_5 डाइनाइट्रोजन पेन्टाऑक्साइड</p> 	

नाइट्रिक अम्ल—

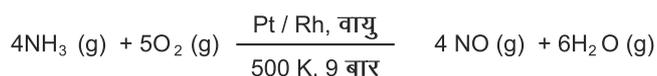
नाइट्रोजन अनेक ऑक्सीअम्ल बनाती है जिनमें से अधिकांश अम्ल मुक्त अवस्था में अस्थायी होते हैं और सामान्यतः उनके लवण या जलीय विलयन ही उनकी उपस्थिति दर्शाते हैं। नाइट्रोजन के सभी ऑक्सी अम्लों में नाइट्रिक अम्ल ही सर्वाधिक स्थायी एवं उपयोगी है। नाइट्रिक अम्ल में नाइट्रोजन इसकी उच्चतम ऑक्सीकरण अवस्था (+5) में पाया जाता है।

विरचन—

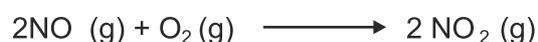
प्रयोगशाला में नाइट्रिक अम्ल को, कौंच के रिटॉर्ट में सान्द्र H_2SO_4 तथा $NaNO_3$ को गर्म करके प्राप्त किया जाता है।



औद्योगिक स्तर पर नाइट्रिक अम्ल को मुख्यतः ओस्टवाल्ड प्रक्रम द्वारा बनाया जाता है। इस विधि में अमोनिया का वायुमण्डलीय ऑक्सीजन द्वारा उत्प्रेरकीय ऑक्सीकरण करवाया जाता है। यह अभिक्रिया लगभग 500 K ताप पर एवं 9×10^5 पास्कल दाब पर Pt या Rh धातु उत्प्रेरक की उपस्थिति में सम्पन्न होती है।



प्राप्त नाइट्रिक ऑक्साइड ऑक्सीजन के साथ संयोग कर NO_2 देता है—



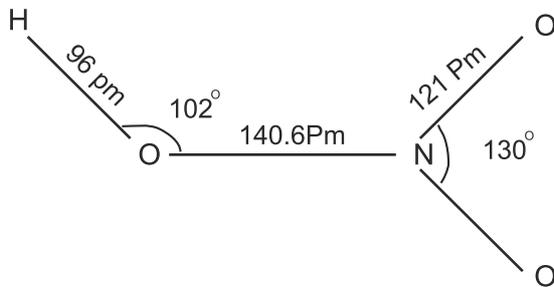
यह नाइट्रोजन डाइऑक्साइड जल में घुलकर नाइट्रिक अम्ल देती है।



निर्मित NO पुनः चक्रित हो जाता है तथा जलीय HNO₃ को सान्द्रण से 68% द्रव्यमान तक प्राप्त कर लिया जाता है। सान्द्र H₂SO₄ के साथ निर्णलीकरण द्वारा 98% तक सांद्रित HNO₃ प्राप्त किया जा सकता है।

गुणधर्म –

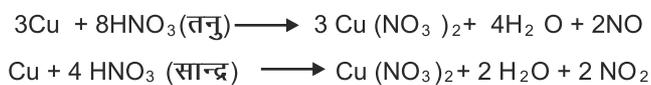
यह एक रंगहीन द्रव है (हिमांक 231.4 K तथा क्वथनांक 355.6 K)। प्रयोगशाला के लिए 68% द्रव्यमान युक्त HNO₃ प्रयुक्त होता है और इसका विशिष्ट घनत्व 1.504 ग्राम प्रति मिली. होता है। गैसीय अवस्था में HNO₃ की संरचना समतलीय होती है, जैसा कि निम्न चित्र में प्रदर्शित है—



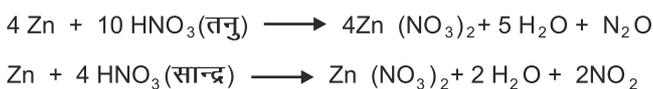
जलीय विलयन में यह प्रबल अम्ल की तरह व्यवहार करता है तथा यह हाइड्रोनियम अम्ल तथा नाइट्रेट आयन देता है।



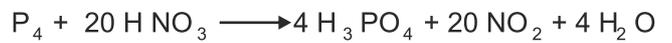
सान्द्र नाइट्रिक अम्ल प्रबल ऑक्सीकारक है और प्लेटीनम, सोना जैसी उत्कृष्ट धातुओं को छोड़कर सभी धातुओं के साथ अभिक्रिया करता है। ऑक्सीकरण में प्राप्त उत्पाद अम्ल की सान्द्रता, ताप तथा ऑक्सीकृत होने वाले पदार्थ की प्रकृति पर निर्भर करते हैं।



इसी प्रकार जिंक की अभिक्रिया में—

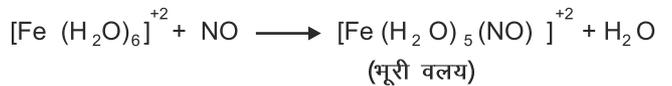


कुछ धातुएँ (जैसे Cr, Al) सान्द्र नाइट्रिक अम्ल में विलेय नहीं होती हैं क्योंकि इन धातुओं की सतह पर धातु ऑक्साइड की परत जम जाती है, जो अक्रिय होती है। अधातुओं एवं उनके यौगिक भी सान्द्र नाइट्रिक अम्ल से ऑक्सीकृत हो जाते हैं। उदाहरणार्थ—



भूरीवलय परीक्षण (Ring Test)–

सान्द्र सल्फ्युरिक अम्ल की उपस्थिति में नाइट्रेट Fe⁺² आयनों के साथ सुपरिचित भूरी-वलय परीक्षण देते हैं। इस अभिक्रिया में Fe⁺² ऑक्सीकृत होकर Fe⁺³ आयन देते हैं और साथ ही नाइट्रिक ऑक्साइड प्राप्त होता है। निम्न प्रकार भूरे रंग की वलय संकुल यौगिक है—



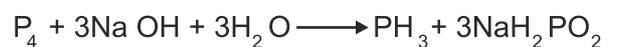
इस परीक्षण में सामान्यतया नाइट्रेट आयन युक्त जलीय विलयन में तनु फेरस सल्फेट विलयन मिलाया जाता है तत्पश्चात सावधानी पूर्वक परखनली की दिवार के सहारे सान्द्र सल्फ्युरिक अम्ल मिलाया जाता है। दोनों के संधि पृष्ठ पर एक भूरे रंग की वलय बन जाती है जो नाइट्रेट आयनों की उपस्थिति को दर्शाती है।

उपयोग—

नाइट्रिक अम्ल का प्रमुख उपयोग उर्वरक संश्लेषण है जिसमें मुख्य रूप से अमोनियम नाइट्रेट बनाने में उपयोग में लिया जाता है। इसका उपयोग विभिन्न विस्फोटकों जैसे नाइट्रोटॉलुईन (TNT), इत्यादि के निर्माण में भी होता है। इसके अन्य प्रमुख उपयोग स्टेनलैस स्टील के अम्लोपचार, धातुओं के निष्कारण, और रॉकेट ईंधनों में ऑक्सीकारक के रूप होते हैं।

फॉस्फोरस के अपरूप (Phosphorus Allotropic Forms)–

फॉस्फोरस प्रकृति में बहुतायत से पाये जाने वाले तत्वों में से एक है और मुख्यतः यह फॉस्फेट खनीजों के रूप में भूपर्पटी में पाया जाता है। श्वेत फास्फोरस एक श्वेतमोम जैसा ठोस है। यह विषैला, जल में अविलेय परन्तु द्रव कार्बन डाइऑक्साइड में विलेय होता है तथा अन्धेरे में दीप्त होता है (रसो-संदीप्ति)। अक्रिय वातावरण में यह NaOH के साथ उबाले जाने पर अत्यन्त विषैली गैस फास्फीन उत्पन्न करता है।

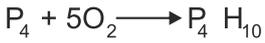
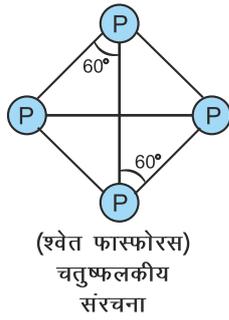


(श्वेत फास्फोरस)

(फास्फीन सोडी हाइपोफॉस्फाइट)

1. श्वेत फास्फोरस—

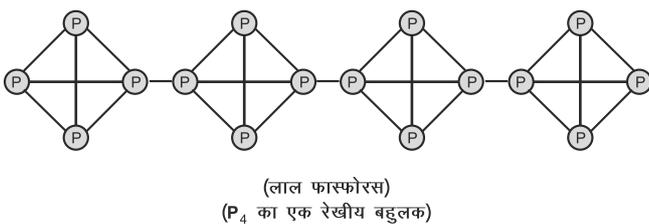
श्वेत फास्फोरस को फॉस्फोराइट चट्टान को कोक एवं रेत के साथ वैद्युत भट्टी में 1775 K तक गर्म कर प्राप्त किया जा सकता है। यह P_4 द्वारा प्रदर्शित किया जाता है। वायु में यह स्वतः ही आग पकड़ लेता है और P_4H_{10} के सघन धूम्र देता है।



यह बहुत मुलायम प्रकृति का होता है जिसे चाकू से काटा जा सकता है। इसका गलनांक 317 K एवं क्वथनांक 553 K होता है।

2. लाल फास्फोरस—

लाल फास्फोरस को श्वेत फास्फोरस से प्राप्त किया जा सकता है। जब श्वेत फास्फोरस को 573 K ताप पर अक्रिय वातावरण में गर्म किया जाता है तो लाल फास्फोरस प्राप्त होता है। यह लोहे-जैसी धूसर चमक युक्त, गन्धहीन तथा जल एवं कार्बन डाइसल्फाइड में अविलेय पदार्थ है। लाल फास्फोरस विषैली प्रकृति का नहीं होता है। इसका धनत्व श्वेत फास्फोरस की तुलना में अधिक होता है। यह अन्धेरे में चमक उत्पन्न नहीं करता है। अर्थात् श्वेत फास्फोरस की तरह इसमें रासायनिक संदीप्ति नहीं होती है। लाल फास्फोरस एक स्थायी अपररूप है जो 543 K तक प्रज्वलित नहीं होता है। यह भी श्वेत फास्फोरस की तरह ही समचतुष्फलकीय संरचना युक्त होता है परन्तु इसमें P_4 इकाईयां परस्पर निम्न प्रकार जुड़ी हुई होती है।



लाल फास्फोरस कास्टिक सोडा से क्रिया नहीं करता है और इस आधार पर इसे श्वेत फास्फोरस से विलग कर लिया जाता है। लाल फास्फोरस को यदि अक्रिय वातावरण में उबालते हैं और इसकी भाप को पानी में ठण्डी की जाती है तो पुनः श्वेत फास्फोरस प्राप्त हो जाता है।

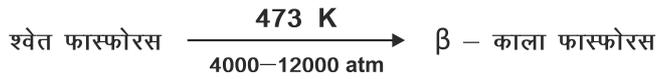
3. काला फास्फोरस—

यह भी पुनः ∞ -काला फास्फोरस एवं β - काला फास्फोरस के रूप में पाया जाता है। लाल फास्फोरस को बंद नलिका में 803 K ताप पर गर्म किया जाता है तो β - काला

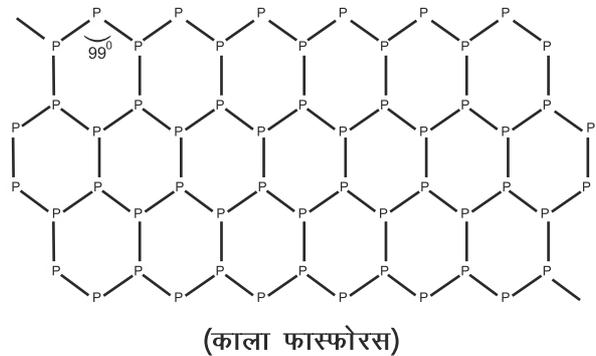
फास्फोरस प्राप्त होता है। इसका वायु में ऊर्ध्वपातन किया जा सकता है। इसके क्रिस्टल अपारदर्शी, एकनताक्ष या त्रिसमनताक्ष होते हैं। यह भी वायु में ऑक्सीकृत नहीं होता है।



यदि श्वेत फास्फोरस को अत्यन्त उच्च दाब 4000 से 12000 वायुमण्डल एवं 473 K ताप पर गर्म किया जाता है तो β - काला फास्फोरस प्राप्त होता है।



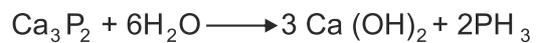
यह द्विपरत क्रिस्टल जालक के रूप में होता है जहाँ P-P-P- कोण 99° होता है।



इसमें काली धात्विक चमक होती है तथा इसका गलनांक 860 K होता है।

फॉस्फीन (Phosphene)—

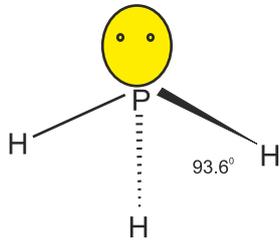
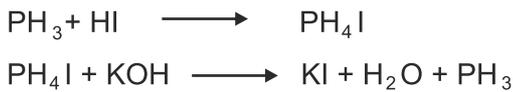
फॉस्फीन फॉस्फोरस का हाइड्राइड PH_3 होती है। इसे कैल्सियम फॉस्फाइड की जल या तनु हाइड्रोक्लोरिक अम्ल से अभिक्रिया द्वारा प्राप्त किया जा सकता है।



प्रयोगशाला में इसे श्वेत फॉस्फोरस की CO_2 के अक्रिय वातावरण में सोडियम हाइड्रोक्साइड के साथ गर्म कर बनाया जा सकता है।



शुद्ध अवस्था में यह अज्वलनशील होती है परन्तु वायु में यह आग पकड़ लेती है। इसका कारण P_2H_4 या P_4 की अशुद्धियों के रूप में उपस्थिति है। इसे अशुद्धियों से मुक्त करने के लिए HI में अवशोषित किया जाता है। जिससे फास्फोनियम आयोडाइड (PH_4I) बन जाता है और KOH से अभिकृत करने पर पुनः फास्फीन उत्पन्न करता है।



गुणधर्म— यह सड़ी हुई मछली जैसी गंध वाली रंगहीन गैस है जो अत्यन्त विषैली होती है। यह HNO_3 , Cl_2 , Br_2 इत्यादि ऑक्सीकारकों की वाष्पों की अतिसूक्ष्म मात्रा में सम्पर्क में आने पर विस्फोटित हो जाती है।

यह वायु से भारी होती है एवं इसका वाष्प घनत्व 17 होता है। जल में आंशिक विलेय है तथा इसके गलनांक व क्वथनांक क्रमशः 139.5 K व 185.5 K है। जलीय विलयन में यह सूर्य की रोशनी में प्रकाश अपघटित होकर फास्फोरस एवं हाइड्रोजन गैस देती है। कॉपर सल्फेट या मरक्यूरिक क्लोराइड विलयन द्वारा फास्फीन अवशोषित हो जाती है एवं संगत फॉस्फाइड प्राप्त होते हैं।



फास्फीन भी अमोनिया की तरह दुर्बल क्षारीय प्रकृति की होती है जो अम्लों के साथ फॉस्फोनियम यौगिक देती है, उदाहरणार्थ—



उपयोग — फॉस्फीन का स्वतः स्फूर्ति दहन तकनीकी के रूप में होम्ज सिग्नलों में किया जाता है जो समुद्र में जहाजों के लिए चट्टानों की स्थितियाँ बताने में उपयोग में लायी जाती है। इस तकनीकी में कैल्सियम कार्बाइड तथा कैल्सियम फॉस्फाइड के पात्रों में छिद्र करके समुद्र में फेंक दिया जाता है। इसमें गैस उत्पन्न होकर जलने लगती है जो संकेत का कार्य करती है। यह स्मोक स्क्रीन (धूम पट) बनाने में प्रयुक्त की जाती है।

फॉस्फोरस के हैलाइड —

फास्फोरस दो प्रकार के हैलाइड बनाता है। फास्फोरस ट्राइहैलाइड PX_3 एवं फास्फोरस पेन्टा हैलाइड PX_5 जहाँ (X=F, Cl, Br, I) हो सकता है। इसका कारण रिक्त d-कक्षकों की उपलब्धता है।

PX_3 यौगिक — यह श्वेत फास्फोरस पर शुष्क क्लोरीन गैस प्रवाहित कर प्राप्त किया जा सकता है—



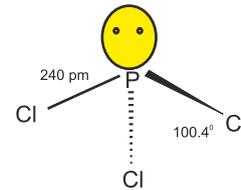
इसे श्वेत फॉस्फोरस की थायोनिल क्लोराइड से क्रिया द्वारा भी प्राप्त किया जा सकता है।



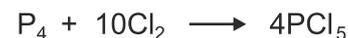
फॉस्फोरस ट्राइक्लोराइड में फास्फोरस sp^3 संकरित अवस्था में होता है अतः अमोनिया की तरह यह त्रिभुज पिरैमिडी संरचना में होता है। यह रंगहीन तैलीय द्रव है तथा नमी की उपस्थिति में जल अपघटित हो जाता है। यह तीव्र अरुचीकर गंध युक्त द्रव है।



यह ऐसिटिक अम्ल, एल्कोहॉल इत्यादि $-\text{OH}$ समूह युक्त यौगिकों से किया करता है—



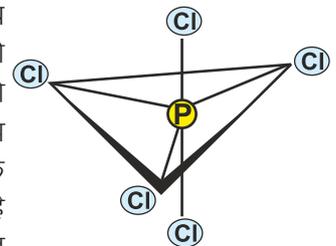
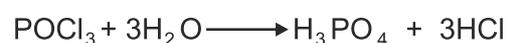
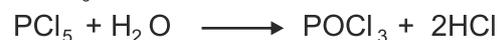
PX_5 यौगिक — फॉस्फोरस पेन्टाक्लोराइड श्वेत फॉस्फोरस की शुष्क क्लोरीन के अधिक्य में अभिक्रिया से बनता है।



इसे फॉस्फोरस पर SO_2Cl_2 से क्रिया द्वारा भी प्राप्त किया जा सकता है।



फॉस्फोरस पेन्टा क्लोराइड में फॉस्फोरस में sp^3d संकरण होता है अतः त्रिभुजीय द्विपिरैमिडी संरचना पायी जाती है। इस प्रकार PCl_5 में दो बन्ध अक्षीय तथा तीन बन्ध भूमध्यीय होते हैं। यह एक हल्कापीत-श्वेत पाउडर है तथा नम वायु में जल अपघटित होकर POCl_3 देता है जो अन्ततः फॉस्फोरिक अम्ल देता है।



यह PCl_3 की तुलना में कम स्थायी होता है। गर्म करने पर यह ऊर्ध्वपातित होता है परन्तु अधिक गर्म करने पर वियोजित हो जाता है।



यह $-\text{OH}$ समूह युक्त कार्बनिक यौगिकों के साथ अभिक्रिया करके उन्हें क्लोरो व्युत्पन्नो में परिवर्तित कर देते है।



सूक्ष्म विभाजित धातुएँ PCl_5 के साथ गर्म किये जाने पर संगत क्लोराइड बनाती है।



यह कार्बनिक संश्लेषण हेतु बहुत उपयोगी यौगिक है। यौगिकों के हाइड्रॉक्सिल समूह को क्लोरो से प्रतिस्थापित कर $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$, CH_3COCl इत्यादि उपयोगी यौगिकों के संश्लेषण में प्रयुक्त किया जाता है। ठोस प्रावस्था में यह एक आयनिक ठोस $[\text{PCl}_4]^+ [\text{PCl}_6]^-$ की तरह विद्यमान होता है। यहाँ धनायन चतुष्कफलकीय तथा ऋणायन अष्टकफलकीय ज्यामिति में पाये जाते हैं।

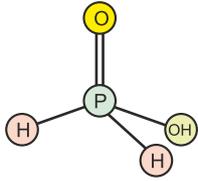
फॉस्फोरस के ऑक्सो अम्ल—

फॉस्फोरस अनेक ऑक्सो अम्ल बनाने में सक्षम है, जिनमें से कुछ महत्वपूर्ण ऑक्सोअम्ल निम्न सारणी (6) में प्रदर्शित है।

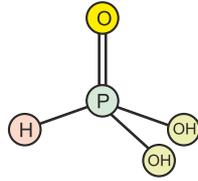
सारणी (6)

ऑक्सोअम्ल का नाम	सूत्र	फॉस्फोरस की ऑक्सीकरण अवस्था	अभिलाक्षणिक बन्ध व संख्या	विरचन
1. हाइपोफॉस्फोरस (फास्फीनिक)	H_3PO_2	+ 1	एक P-OH दो P-H एक P=O	श्वेत P_4 + क्षार
2. ऑर्थो फॉस्फोरस (फॉस्फोनिक)	H_3PO_3	+ 3	दो P-OH एक P-H एक P=O	$\text{P}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
3. पायरा फॉस्फोरस	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_5$	+ 3	दो P-OH दो P-H दो P=O	$\text{PCl}_3 + \text{H}_3\text{PO}_3$
4. हाइपोफॉस्फोरिक अम्ल	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$	+ 4	चार P-OH दो P=O एक P-O	लाल P_4 + क्षार
5. आर्थोफॉस्फोरिक	H_3PO_4	+ 5	तीन P-OH दो P=O	$\text{P}_4\text{H}_{10} + \text{H}_2\text{O}$
6. पायरोफॉस्फोरिक	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	+ 5	चार P-OH दो P=O एक P-O-P	गर्म फॉस्फोरिक अम्ल
7. मेटा फॉस्फोरिक अम्ल	$(\text{HPO}_3)_n$ (बहुलकी गुण)	+ 5	तीन P-OH तीन P=O तीन P-O-P	फॉस्फोरस अम्ल + Br_2 (बन्द नली में गर्म)

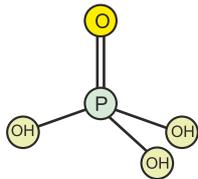
इनकी संरचना निम्न प्रकार दी जा सकती है—



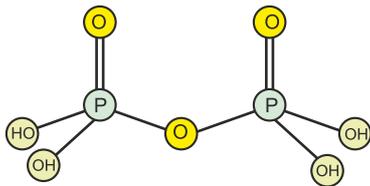
H_3PO_2
(हाइपोफॉस्फोरस अम्ल)



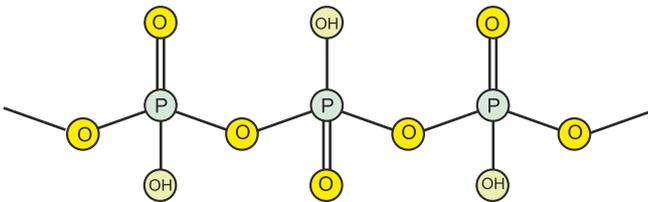
H_3PO_3
(ऑर्थोफॉस्फोरस अम्ल)



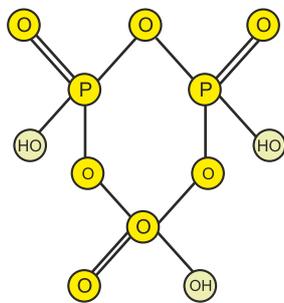
H_3PO_4
(ऑर्थोफॉस्फोरिक अम्ल)



$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
(पायरो फॉस्फोरिक अम्ल)



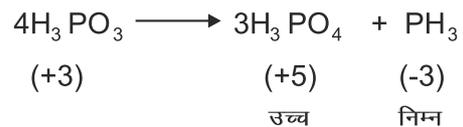
$(\text{HPO}_3)_3$
पॉलीमेटा फॉस्फोरिक अम्ल



$(\text{HPO}_3)_3$
साइक्लो मेटा फॉस्फोरिक अम्ल

फॉस्फोरस के ऑक्सो अम्लों के संरचनात्मक एवं अभिलाक्षणिक गुणधर्म निम्न प्रकार हैं—

1. फॉस्फोरस अन्य परमाणुओं द्वारा चतुष्फलकीय रूप से घिरा होता है।
2. सभी अम्लों में कम-से-कम एक $\text{P}=\text{O}$ आबन्ध तथा एक $\text{P}-\text{OH}$ आबन्ध विद्यमान है। यह $\text{P}-\text{OH}$ समूह आयनीकृत होकर प्रोटोन देता है अतः $\text{P}-\text{OH}$ समूहों की संख्या ही ऑक्सो अम्लों की क्षारकता निर्धारित करती है।
3. कुछ ऑक्सो अम्ल एक या अधिक $\text{P}-\text{H}$ बन्धयुक्त होते हैं। यह $\text{P}-\text{H}$ बन्ध आयनित नहीं होता है।
4. कुछ ऑक्सो अम्लों में चतुष्फलक के किनारों पर $\text{P}-\text{O}-\text{P}$ या $\text{P}-\text{P}$ बन्ध भी सहभाजित होते हैं।
5. परऑक्सो अम्लों में $\text{P}-\text{O}-\text{O}-\text{P}$ या $\text{P}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$ बन्ध पाये जाते हैं।
6. कुछ ऑक्सो अम्ल जिनमें फॉस्फोरस की निम्न ऑक्सीकरण अवस्था (+5 से कम) पायी जाती है, उनमें $\text{P}=\text{O}$ तथा $\text{P}-\text{OH}$ बन्धों के अतिरिक्त या तो $\text{P}-\text{P}$ (जैसे $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_6$) या $\text{P}-\text{H}$ बन्ध (जैसे H_3PO_2) पाये जाते हैं। परन्तु $\text{P}-\text{P}$ एवं $\text{P}-\text{H}$ दोनों साथ-साथ नहीं पाये जाते हैं।
7. फॉस्फोरस की +3 ऑक्सीकरण अवस्था हो तो उनमें असमानुपातीकरण की प्रबल प्रवृत्ति पायी जाती है जिनमें उच्च एवं निम्न ऑक्सीकरण अवस्थाओं वाले उत्पाद प्राप्त होते हैं। उदाहरणार्थ,



8. वह ऑक्सो अम्ल जिसमें $\text{P}-\text{H}$ बन्ध पाये जाते हैं, प्रबल अपचायक गुण प्रदर्शित करते हैं। उदाहरणार्थ हारपोफॉस्फोरस अम्ल में दो $\text{P}-\text{H}$ बन्ध पाये जाते हैं। अतः एक अच्छा अपचायक है, जैसे—



वर्ग 16 के तत्व (Elements of Group-16)

आवर्त सारणी के वर्ग 16 में ऑक्सीजन, सल्फर, सिलीनियम, टेलूरियम तथा पोलोनियम उपस्थित हैं। यह कभी-कभी केल्वोजौन समूह भी कहलाता है क्योंकि ये अधिकांश धातु खनीज ऑक्साइड या सल्फाइड के रूप में प्राप्त होते हैं। इस शब्द की उत्पत्ति ग्रीक भाषा से हुई है और ब्रास के

लिए प्रयुक्त होता है। जहाँ यह सल्फर एवं समवंशियों का कॉपर के साथ संगुणन को इंगित करता है। अधिकांश कॉपर खनीजों में या तो ऑक्सीजन अथवा सल्फर या इसी वर्ग के अन्य सदस्य पाये जाते हैं।

उपलब्धता— इन सभी तत्वों में से पृथ्वी पर ऑक्सीजन सर्वाधिक प्रचुरता में पायी जाती है। शुष्क अवस्था में वायु में मुक्त O₂ का आयतन 20.94% पाया जाता है तथा भूपर्पटी के सम्पूर्ण द्रव्यमान का लगभग 46.6% भाग ऑक्सीजन के द्वारा निर्मित है। ऑक्सीजन सिलिकेट खनीजों का मुख्य अवयव है और अन्य रूपों में यह कार्बोनेटों, सल्फाइडों, सल्फेटों, नाइट्राइडों, नाइट्रेटों, बोरेटों इत्यादि में उपस्थित है।

भूपर्पटी में सल्फर की उपलब्धता केवल 0.03 से 0.1% ही है, संयुक्त अवस्था में यह सल्फरों के रूप में जैसे जिप्सम CaSO₄·2H₂O एप्सम लवण MgSO₄·7H₂O, बेराइट BaSO₄ तथा सल्फाइडों के रूप में जैसे गेलेना PbS, यशद

ब्लैंड ZnS, कॉपर पाइरॉइट CuFeS₂, पायी जाती है। ज्वालामुखी की निष्कासित होने वाली गैसों में अतिदुर्गन्ध युक्त गैस H₂S के रूप भी पायी जाती है। अण्डे, प्रोटीन, लहसुन, प्याज, सरसों, बाल तथा ऊन में भी सल्फर के यौगिक पाये जाते हैं।

सिलीनियम तथा टेल्यूरियम सल्फाइड अयस्कों में धातु सेलेनाइडों तथा धातु टेलुराइडों के रूप में पाये जाते हैं। कॉपर के वैद्युत अपघटनी परिष्करण में सिलिनियम एवं टेल्यूरियम ऐनोड कीचड़ (मड) के रूप में भी प्राप्त होते हैं। पोलोनियम भूपर्पटी में अत्यल्प मात्रा (0.001ppm) पाया जाता है और थोरियम तथा यूरेनियम के विघटन में उत्पाद के रूप में भी प्राप्त होता है।

सामान्य अभिलक्षण — वर्ग 16 के तत्वों के महत्वपूर्ण परमाण्विक एवं भौतिक गुण उनके इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के साथ निम्न सारणी (7) में दिये गये हैं—

सारणी (7)

गुणधर्म	O	S	Se	Te	Po
1. परमाणु क्रमांक	8	16	34	52	84
2. परमाणु भार gm mol ⁻¹	16.00	32.06	78.96	127.60	210.00
3. इलेक्ट्रॉनिक विन्यास	(He) 2s ² p ⁴	(Ne) 3s ² p ⁴	(Ar) 3d ¹⁰ 4s ² p ⁴	(Kr) 4d ¹⁰ 5s ² p ⁴	(Xe) 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² p ⁴
4. सहसंयोजक त्रिज्या ^a (pm)	66	104	117	137	146
5. आयनी त्रिज्या (pm) E ⁻²	140	184	198	221	230 ^b
6. आयनन ऐन्थैल्पी (KJ Mol ⁻¹)	1314	1000	941	869	813
7. इलेक्ट्रॉन बन्धुकता (KJ Mol ⁻¹)	-141	-200	-195	-190	-174
8. विद्युत ऋणात्मकता	3.50	2.44	2.48	2.01	1.76
9. घनत्व (gm Cm ⁻³)	1.32 ^c	2.06 ^d	4.19 ^e	6.25	-
10. गलनांक (K)	55	393 ^f	490	725	520
11. क्वथनांक (K)	90	718	958	1260	1235
12. ऑक्सीकरण अवस्थाएँ	-2, -1, 1, 2	-2, 2, 4, 6	-2, 2, 4, 6	.-2, 2, 4, 6	2, 4

a = एकल बन्ध, b = लगभग मान, c = गलनांक पर, d = विषमलम्बाक्ष गंधक, e = षटकोणीय घूसर, f = एकनताक्ष पर रूप

इलेक्ट्रॉनिक विन्यास – वर्ग 16 के तत्वों के बाह्य कोशों में छः इलेक्ट्रॉन होते हैं तथा इनका सामान्य इलेक्ट्रॉनी विन्यास $ns^2 np^4$ होता है।

परमाणु एवं आयनी त्रिज्या – वर्ग में ऊपर से नीचे की ओर जाने पर क्रमशः कोशों की संख्या में वृद्धि होने के कारण आयनी एवं परमाण्विय त्रिज्याओं के मानों में वृद्धि होती है। ऑक्सीजन का परमाणु आकार अपेक्षाकृत बहुत छोटा होता है। इसका कारण ऑक्सीजन पर प्रभावी नाभीकीय आवेश अत्यधिक होता है।

आयनन एन्थैल्पी – वर्ग में नीचे की ओर बढ़ने पर आयनन एन्थैल्पी में कमी होती है क्योंकि लगातार उनके आकार में वृद्धि है। हालांकि वर्ग 16 के तत्वों की आयनन एन्थैल्पी का मान वर्ग 15 के तत्वों की तुलना में कम होती है। इसका कारण वर्ग 15 के तत्वों अर्द्ध-पूरित इलेक्ट्रॉनिक विन्यास है जो स्थायित्व बढ़ाता है।

N (Z = 7) : $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ (अर्द्ध-पूरित स्थायी विन्यास)

O (Z = 8) : $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$ (कम स्थायी विन्यास)

इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी – ऑक्सीजन परमाणु की सुसंबद्ध प्रकृति के कारण इसकी इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी सल्फर की अपेक्षा कम ऋणात्मक होती है। तथापि सल्फर से पोलोनियम तक पुनः इसके मान कम ऋणात्मक होते जाते हैं।

विद्युत ऋणात्मकता – आवर्त सारणी में फ्लुओरीन के बाद ऑक्सीजन ही सर्वाधिक विद्युतऋणी तत्व है। वर्ग में आकार में वृद्धि के कारण विद्युतऋणता के मान में कमी होती जाती है अतः वर्ग में आक्सीजन से पोलोनियम तक धात्विक लक्षणों में वृद्धि होती है।

भौतिक गुणधर्म – वर्ग 16 के तत्वों के भौतिक गुणधर्म उक्त सारणी में प्रदर्शित किये गये हैं। इस वर्ग में ऑक्सीजन (O) एवं सल्फर (S) अधातु हैं, सिलिनियम (Se) एवं टेल्यूरियम (Te) उपधातु हैं जबकि पोलोनियम एक धातु है। पोलोनियम रेडियोधर्मी प्रकृति का होता है जिसकी अर्द्ध-आयु 13.8 दिन होती है। ये सभी तत्व अपररूपता प्रदर्शित करते हैं। वर्ग में नीचे की ओर जाने पर इनके गलनांक एवं क्वथनांक के नियमानुसार बढ़ते हैं हालांकि पोलोनियम में ये अपवाद स्वरूप

कम हो जाते हैं। ऑक्सीजन एवं सल्फर में गलनांक व क्वथनांक के मानों में अत्यधिक अन्तर को उनकी परमाणुकता के आधार पर स्पष्ट किया जा सकता है। ऑक्सीजन द्विपरमाणु (O_2) रूप में होती है जबकि सल्फर बहुपरमाणु (S_8) होती है जिससे O_2 गैसीय यौगिक है और S_8 ठोस अवस्था में पाया जाता है। अपेक्षाकृत प्रबल वाण्डर वाल आकर्षण बलों के कारण सल्फर के गलनांक/क्वथनांक उच्च होते हैं। इस वर्ग में केवल सल्फर तत्व में ही श्रृंखलन की प्रवृत्ति पायी जाती है।

रासायनिक क्रियाशील में प्रवृत्ति – P-वर्ग के अन्य सदस्यों की तरह ही इस वर्ग में ऑक्सीजन असामान्य व्यवहार प्रदर्शित करती है। इसका कारण ऑक्सीजन का छोटा आकार, उच्च विद्युतऋणता, उच्च आयनन एन्थैल्पी एवं इसके संयोजकता कोश में d-कक्षकों की अनुपस्थिति है। छोटे आकार एवं उच्च विद्युतऋणता के कारण जल में हाइड्रोजन बन्धकता पायी जाती है जिससे वह द्रव अवस्था में होता है जबकि H_2S गैस होती है क्योंकि सल्फर में हाइड्रोजन बन्धकता नहीं पायी जाती है। वर्ग में ऑक्सीजन की संयोजकता अधिकतम चार हो सकती है क्योंकि इसमें रिक्त d-कक्षक उपस्थित नहीं है। वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर -2 ऑक्सीकरण अवस्था का स्थायित्व घटता है। उच्च विद्युतऋणता के कारण ऑक्सीजन सामान्यतः -2 ऑक्सीकरण अवस्था ही दर्शाता है केवल OF_2 में ऑक्सीजन +2 ऑक्सीकरण अवस्था दर्शाती है। वर्ग के अन्य सदस्य +2, +4, +6 ऑक्सीकरण अवस्थाएँ दर्शाते हैं, परन्तु +4 तथा +6 अधिक सामान्य हैं। सेलिनियम तथा टेल्यूरियम सामान्यतया ऑक्सीजन के साथ यौगिकों में +4 ऑक्सीकरण अवस्था तथा फ्लुओरीन के साथ यौगिकों में +6 ऑक्सीकरण अवस्था दर्शाते हैं। वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर +6 ऑक्सीकरण अवस्था का स्थायित्व घटता है और +4 का स्थायित्व बढ़ता है। इसका कारण अक्रिय इलेक्ट्रान युग्म (ns^2) प्रभाव है।

(i) हाइड्रोजन के प्रति क्रियाशीलता-

वर्ग 16 के सभी तत्व H_2E (E=O, S, Se, Te, Po) प्रकार हाइड्राइड बनाते हैं। निम्न सारणी (8) में हाइड्राइडों के कुछ गुणधर्म प्रदर्शित किये गये हैं।

सारणी (8)

गुण	H_2O	H_2S	H_2Se	H_2Te
गलनांक (K)	273	188	208	222
क्वथनांक (K)	373	213	232	269
H-E दूरी (pm)	96	134	146	169
H-E-H कोण (θ)	104°	92°	91°	90°
H-E वियोजन एन्थैल्पी $KJ mol^{-1}$	463	347	276	238
वियोजन स्थिरांक	1.8×10^{-16}	1.3×10^{-7}	1.3×10^{-4}	2.3×10^{-3}

इनमें अम्लीय गुणधर्म H_2O से H_2Te तक बढ़ता है जिसे बन्ध वियोजन एन्थैल्पी से स्पष्ट किया जा सकता है। बन्ध (H-E) वियोजन एन्थैल्पी में कमी के कारण वर्ग में नीचे की ओर जाने पर हाइड्रोइडों के तापीय स्थायित्व में भी कमी प्रेक्षित होती है।

जल के अतिरिक्त सभी हाइड्राइडों में अपचायक गुणधर्म पाये जाते हैं।

सारणी (9)

ऑक्साइड	S	Se	Te	Po
मोनोक्साइड	SO	-	TeO	PoO
डाइऑक्साइड	SO ₂	SeO ₂	TeO ₂	PoO ₂
ट्राइऑक्साइड	SO ₃	SeO ₃	TeO ₃	-
हेप्टाऑक्साइड	S ₂ O ₇	-	-	-
अन्य ऑक्साइड	S ₂ O, S ₂ O ₃ , SO ₄	-	-	-

डाइऑक्साइडों में अपचायक गुण SO₂ से TeO₂ तक कम होता जाता है। SO₂ एक अपचायक है जबकि TeO₂ एक ऑक्सीकारक है। EO₂ प्रकार के ऑक्साइडों के अतिरिक्त सल्फर, सिलीनियम तथा टेलूरियम EO₃ प्रकार के ऑक्साइड (SO₃, SeO₃, TeO₃) भी बनाते हैं। दोनों प्रकार के ऑक्साइड अम्लीय प्रकृति के होते हैं।

(iii) हैलोजन के प्रति क्रियाशीलता-

वर्ग 16 के तत्व विभिन्न प्रकार के EX₆, EX₄ तथा EX₂ हैलाइड बनाते हैं। विभिन्न हैलाइडों के स्थायित्व का क्रम F>Cl>Br>I हैं। हेक्सा हैलाइडों में केवल हेक्साफ्लूओराइड ही स्थायी यौगिक होते हैं। सभी हेक्साहैलाइड गैसीय प्रकृति के होते हैं तथा इनकी अष्टफलकीय ज्यामिती होती है। सल्फर हेक्साफ्लूओराइड SF₆, त्रिविमीय कारणों से असाधारण रूप से स्थायी होता है।

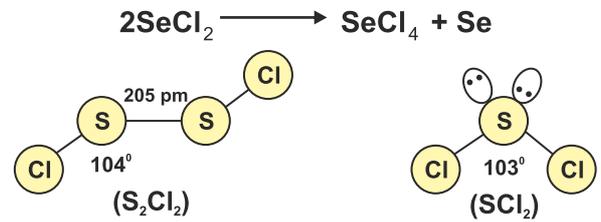
टेट्रा फ्लूओराइडों में से SF₄ गैसीय, SeF₄ द्रव तथा TeF₄ ठोस यौगिक है। टेट्रा फ्लूओराइडों में sp³d संकरण पाया जाता है जो त्रिकोणीय द्विपिरेमिडी संरचना में होता है। सिलीनियम के अतिरिक्त सभी तत्व डाइक्लोराइड एवं डाइब्रोमाइड बनाते हैं जो SP³ संकरित होते हैं। सभी मोनोहैलाइड द्विलीकृत होते हैं जैसे S₂F₂, S₂Cl₂, S₂Br₂, Se₂Cl₂, Se₂Br₂ इत्यादि।

यह द्विलीकृत हैलाइड निम्न प्रकार असमानुपातित हो

(ii) ऑक्सीजन के प्रति क्रियाशीलता-

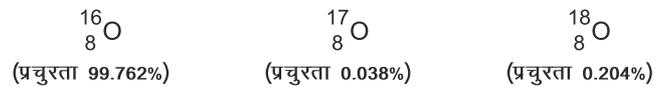
S, Se, Te तथा Po ऑक्सीजन के साथ EO₂ एवं EO₃ दो प्रकार के ऑक्साइड बनाते हैं। ओजोन (O₃) तथा सल्फर डाइऑक्साइड (SO₂) गैस है जबकि सिलीनियम डाइऑक्साइड (SeO₂) एक ठोस पदार्थ है। निम्न सारणी (9) में वर्ग 16 के तत्वों के ऑक्साइड दिये गये हैं-

जाते हैं-



डाइऑक्सीजन -

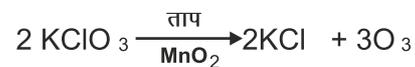
शीले (1772) ने सर्वप्रथम मरक्यूरिक ऑक्साइड को गर्म कर ऑक्सीजन को प्रयोगशाला में बनाया था। ऑक्सीजन के तीन समावयव पाये जाते हैं



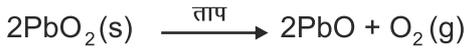
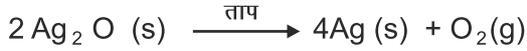
इनमें से 18 समावयव रेडियोधर्मी होता है जिसका उपयोग कार्बनिक अभिक्रियाओं की क्रियाविधि ज्ञात करने एवं ट्रेसर तकनीकों में किया जाता है।

डाइऑक्सीजन प्रयोगशाला में निम्न प्रकार बनायी जा सकती है-

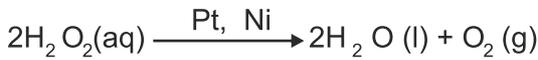
1. क्लोरेटों, नाइट्रेटों, परमैंगनेटों इत्यादि ऑक्सीजन युक्त लवणों को गर्म करने पर



2. वैद्युत रासायनिक श्रेणी में नीचे के तत्वों के ऑक्साइडों तथा कुछ धातुओं के उच्चतर ऑक्साइडों के तापीय अपघटन द्वारा—



3. सूक्ष्म विभाजित धातु उत्प्रेरक Pt, Ni इत्यादि की उपस्थिति में हाइड्रोजन परॉक्साइड वियोजित होकर जल तथा डाइऑक्सीजन बनाते हैं—



व्यापक स्तर पर इसे जल के वैद्युत अपघटन से भी प्राप्त किया जाता है जिसमें कैथोड पर H_2 एवं एनोड पर O_2 मुक्त होती हैं। औद्योगिक स्तर पर O_2 को वायु से सीधे ही प्राप्त किया जाता है। पहले कार्बनडाइऑक्साइड एवं जल वाष्प को वायु से हटा लिया जाता है तत्पश्चात् बची हुई गैसों को द्रवित करते हैं तथा आंशिक आसवन द्वारा डाइनाइट्रोजन तथा डाइऑक्साजन प्राप्त होती है।

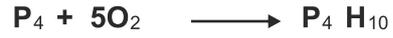
गुणधर्म — डाइऑक्सीजन एक रंगहीन गैस है। 293 K ताप पर 100ml उस जल में इसकी विलेयता 3.08ml होती है जो जलीय जीवों के श्वसन हेतु पर्याप्त होती है।

यह दाब द्वारा पीले रंग के द्रव में द्रवित की जा सकती है। इसका 90K माप क्वथनांक है तथा 55 K ताप गलनांक बिन्दु है। यह अनुचुम्बकीय प्रवृत्ति प्रदर्शित करती है जिसकी व्याख्या सहसंयोजक यौगिकों के “अणु कक्षक सिद्धान्त” से सरलतापूर्वक की जा सकती है।

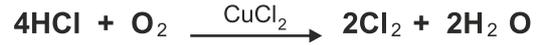
डाइऑक्सीजन प्रकृति में पूर्णतः स्थायी यौगिक है तथा इसकी बन्ध वियोजन एन्थैल्पी का मान बहुत उच्च होता है।



इसी कारण यह उच्च ताप पर अभिक्रिया करती है परन्तु उच्च ऊष्माक्षेपी अभिक्रिया होने के कारण एक बार आरम्भ होने पर स्वतः आगे बढ़ती है। यह धातुओं, अधातुओं तथा अन्य यौगिकों से क्रिया करती है—



कुछ यौगिकों का उत्प्रेरकीय ऑक्सीकरण होता है। जैसे—

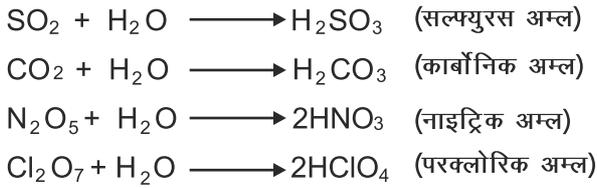


उपयोग :-

1. जैविक तंत्रों के श्वसन हेतु ऑक्सीजन का सर्वज्ञात उपयोग है।
2. ऑक्सी-हाइड्रोजन या ऑक्सी-एसिटिलीन वेल्डिंग कार्यों में प्रयुक्त होती है।
3. धातु-उद्योगों में धातु-अधातु अशुद्धियों को ऑक्सीकरण द्वारा निष्कासित किया जाता है। यह स्टील उत्पादन में प्रयुक्त होती है।
4. ज्वलन प्रक्रम में ऑक्सीजन एक अत्यावश्यक अवयव है।
5. द्रव ऑक्सीजन का उपयोग प्रणोदक प्रणालियों में होता है।
6. अस्पतालों में, पर्वतारोहण में ऑक्सीजन के सिलैण्डर उपयोग लिये जाते हैं।
7. द्रव ऑक्सीजन में हाइड्रोजीन जैसे ईंधनों का दहन राकेटों को ऊपर उठाने में आश्चर्यजनक दबाव उत्पन्न करता है।
8. यह एक प्रबल ऑक्सीकारक तथा निरंजक का कार्य भी करती है।

सामान्य आक्साइड —

ऑक्सीजन का किसी अन्य तत्व के साथ द्विअंगी यौगिक आक्साइड कहलाता है। जैसा कि हम जान चुके हैं, ऑक्सीजन आवर्त सारणी में Au, Pt को छोड़कर लगभग सभी तत्वों से अभिक्रिया करके आक्साइड बनाती है। अनेक उदाहरण ऐसे भी हैं जहाँ एक ही तत्व दो या अधिक प्रकार के आक्साइड बनाता है। जैसे— MgO , $\text{Al}_2 \text{O}_3$ सामान्य आक्साइड जबकि $\text{Mn}_2 \text{O}_3$, $\text{Fe}_3 \text{O}_4$ इत्यादि मिश्रित आक्साइड है। सामान्य आक्साइडों को उनके अम्लीय, उभयधर्मी तथा क्षारीय गुणों में वर्गीकृत किया जा सकता है। वह आक्साइड जो जल के साथ संयोग कर अम्ल देता है, अम्लीय आक्साइड कहलाता है, उदाहरणार्थ CO_2 , SO_2 , $\text{Cl}_2 \text{O}_7$, $\text{N}_2 \text{O}_5$ इत्यादि।

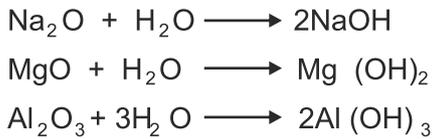


ये अम्लीय ऑक्साइड हाइड्रॉक्साइडों को उदासीनीकृत कर देते हैं।

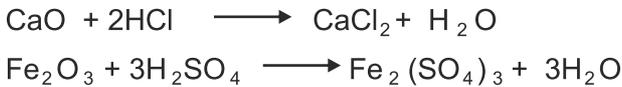


कुछ धातुओं के उच्च ऑक्सीकरण अवस्थाओं के ऑक्साइड भी अम्लीय स्वभाव प्रदर्शित करते हैं, जैसे – Mn_2O_7 , V_2O_5 इत्यादि।

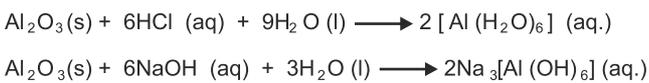
कुछ ऑक्साइड जल के साथ संयोग कर क्षार उत्पन्न करते हैं, क्षारीय ऑक्साइड कहलाते हैं। ये सामान्यतः धातु ऑक्साइड होते हैं। उदाहरणार्थ—



ये क्षारीय ऑक्साइड अम्लों से क्रिया कर लवणों का निर्माण करते हैं—



कुछ धात्विक ऑक्साइड अम्लीय एवं क्षारीय दोनों प्रकार का व्यवहार प्रदर्शित करते हैं जिन्हें उभयधर्मी ऑक्साइड कहते हैं। उदाहरणार्थ Al_2O_3 अम्लों एवं क्षारों दोनों के साथ क्रिया करते हैं।



कुछ ऑक्साइड उदासीन प्रकृति के भी होते हैं जैसे CO , NO एवं N_2O इत्यादि।

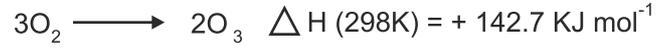
ओजोन (Ozone)–

ओजोन ऑक्सीजन का अपररूप है, यह उच्चतर वायुमण्डल में (भूतल से 20 कि.मी. ऊपर) उपस्थित होकर एक मोटा आवरण बनाती है एवं हमारी पृथ्वी को पराबैंगनी तथा अन्य हानिप्रद विकिरणों से सुरक्षित रखने का महत्वपूर्ण कार्य करती है। ऐसा माना जाता है कि उच्चतर वायुमण्डल में ऑक्सीजन पराबैंगनी विकिरणों के सम्पर्क में आकर ओजोन का निर्माण करती है—



इस प्रकार पराबैंगनी प्रकाश जो हमारे लिए अत्यन्त हानिकारक है ऑक्सीजन द्वारा ही अवशोषित होकर ओजोन परत का निर्माण करती है जो हमारा सुरक्षा कवच है।

विरचन—शुष्क ऑक्सीजन की एक मंद धारा का निरव वैद्युत विसर्जन किये जाने पर ओजोन (10%) प्राप्त होती है—



चूंकि यह एक ऊष्माशोषी प्रक्रम है अतः निरव वैद्युत विसर्जन आवश्यक है जिससे विघटन नहीं हो पाये।

यदि 10% से अधिक सान्द्रता की ओजोन की आवश्यकता हो तो ओजोनित्रों की बेटरी का उपयोग किया जाता है। शुद्ध ओजोन (385K क्वथनांक) को एक द्रव ऑक्सीजन से घिरे पात्र में संघनित किया जा सकता है।

गुणधर्म— शुद्ध ओजोन एक हल्की पीत-नीली गैस होती है जो द्रवित अवस्था में एक नीला द्रव तथा ठोस अवस्था में बैंगनी-काला ठोस होती है। ओजोन में एक अभिलाक्षणिक गंध होती है जो थोड़ी मात्रा में हानिकारक नहीं होती है परन्तु यदि सान्द्रता 100 भाग प्रति मिलियन (100 ppm) से अधिक बढ़ जाये तो श्वास लेने में असुविधा होती है जिससे सिरदर्द एवं मितली उत्पन्न होती है। यह वायु से भारी होती है और इसका वाष्प घनत्व 24 होता है जबकि वायु का 14.4 होता है। यह जल में अल्प विलेय है जबकि कार्बनिक विलायकों में पूर्ण विलेय है।

ओजोन ऊष्मागतिकीय रूप से ऑक्सीजन की तुलना में अस्थायी है, क्योंकि इसके ऑक्सीजन में विघटन से मुक्त ऊष्मा (ΔH ऋणात्मक) होती है और एन्ट्रॉपी में वृद्धि (ΔS धनात्मक) होती है। इन दोनों कारणों से गिब्स ऊर्जा ΔG का मान ऋणात्मक ($\Delta G = \Delta H - T \Delta S$) हो जाता है। अतः ओजोन की उच्च सान्द्रता विस्फोटक रूप से ऑक्सीजन में विघटित हो सकती है।

ओजोन एक प्रबल ऑक्सीकारक है क्योंकि यह आसानी से नवजात ऑक्सीजन (परमाण्विक ऑक्सीजन) उत्पन्न करती है।



उदाहरण के लिए लेड सल्फाइड को लेड सल्फेट में तथा आयोडाइड को आयोडीन में ऑक्सीकृत कर देती है।



जब ओजोन, बोरेंट बफर (उभय प्रतिरोधी, $\text{pH} = 9.2$) में पोटेसियम आयोडाइड विलयन के अधिक्य से अभिक्रिया करती है तो आयोडीन मुक्त होती है जिसका मानक सोडियम थायोसल्फेट विलयन के साथ अनुमापन किया जा सकता है।

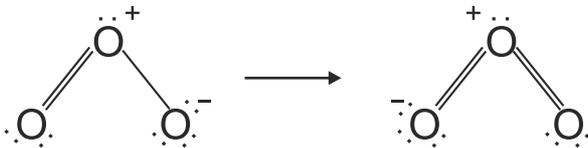
इस विधि से ओजोन गैस का 'मात्रात्मक आकलन' किया जाता है।

नाइट्रोजन के ऑक्साइड ओजोन के साथ तीव्रता से संयुक्त होते हैं। अतः यह संभव है कि सुपर सोनिक जेट विमानों के निकास तंत्र से उत्सर्जित नाइट्रोजन ऑक्साइड ऊपरी वायुमण्डल में ओजोन परत की सान्द्रता का मंद गति से क्षरण कर रही हो।



उल्लेखनीय है कि ओजोन परत के क्षरण का प्रमुख कारण क्लोरो फ्लुओरो कार्बन (CFC) यौगिक है जो रेफ्रिजरेटरों में प्रयुक्त की जाती रही है। क्लोरोफ्लुओरो कार्बन को फ्रीओन कहते हैं जो अल्प मात्रा में ओजोन परत में प्रविष्ट होकर मुक्त मूलक क्रियाविधि द्वारा ओजोन के बहुत बड़े भाग का क्षरण कर देती है। इन्हीं कारणों से वर्तमान में अधिकांश देशों में रेफ्रिजरेटरों में फ्रीओन का उपयोग करना बन्द कर दिया गया है। ओजोन हमारी पृथ्वी का सुरक्षा कवच है और इसे सुरक्षित रखा जाना आवश्यक है।

ओजोन अणु में दो ऑक्सीजन-ऑक्सीजन आबन्ध लम्बाइयाँ समान होती हैं (128pm) है तथा बन्ध कोण 117° होता है। अतः स्पष्ट है कि निम्न प्रकार अनुनादी संरचनाओं से ओजोन अणु प्रदर्शित किया जा सकता है—



उपयोगी — यह एक किटाणुनाशी, है तथा जल को रोगाणुरहित करने में उपयोग में ली जाती है। इसका तेलों, हाथीदौत, आटे, स्टार्च इत्यादि को विरंजित करने में भी उपयोग किया जाता है। पोटेशियम परमैंगनेट के उत्पादन में यह ऑक्सीकारक के रूप में प्रयुक्त की जाती है।

सल्फर के अपररूप (Allotropes Sulpher):—

सल्फर के अनेक अपररूप हैं जिनमें से तीन अपररूप महत्वपूर्ण हैं—

1. विषमलम्बाक्ष (α - सल्फर)
2. एकनताक्ष (β - सल्फर)
3. प्लास्टिक (δ -सल्फर)

1. विषमलम्बाक्ष सल्फर (Rhombic Sulpher)—

यह अपररूप पीले रंग का होता है जिसका गलनांक 385.8K तथा विशिष्ट घनत्व 2.06 होता है। विषमलम्बाक्ष सल्फर के क्रिस्टल गंधक शलाखा के कार्बन-डाइसल्फाइड में

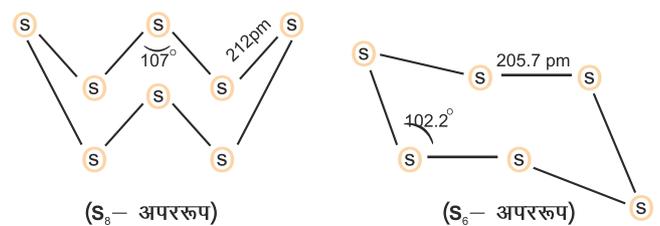
बने विलयन को वाष्पीकृत करके सरलता से प्राप्त किये जाते हैं। यह जल में अविलेय है परन्तु कुछ मात्रा में बेन्जीन, एल्कोहॉल तथा ईथर में विलेय है। यह CS_2 में पूर्णतया विलेयशील है। कमरे के ताप पर यह सल्फर का सर्वाधिक स्थायी अपररूप है जो 369K ताप पर गर्म करने पर एकनताक्ष में परिवर्तित हो जाती है। इस अपररूप में ऊष्मा एवं विद्युत चालकता बहुत कम होती है तथा इसे S_8 द्वारा प्रदर्शित किया जाता है जो कि पुटित वलय संरचना में व्यवस्थित होते हैं।

2. एकनताक्ष सल्फर (Monoclinic Sulpher)—

इसका गलनांक 393 K है तथा विशिष्ट घनत्व 1.98 होता है अर्थात् विषमलम्बाक्ष की तुलना में घनत्व कम होता है। यह भी CS_2 में विलेयशील है। सल्फर के इस अपररूप को प्राप्त करने के लिए विषमलम्बाक्ष गंधक को एक तश्तरी में पिघलाकर एक परत बना लेते हैं और ठण्डा कर लेते हैं। इस पपड़ी में दो छिद्र करते हैं जिनसे बचा हुआ द्रव निष्कासित कर लिया जाता है। अब पपड़ी को हटाने पर, रंगहीन, सूई के आकार के क्रिस्टल प्राप्त होते हैं जो एकनताक्ष अपररूप (—सल्फर) होता है। यह भी S_8 द्वारा प्रदर्शित होती है जो 369 K ताप पर स्थायी है। परन्तु इससे नीचे यह स्वतः ही विषमलम्बाक्ष में रूपान्तरित हो जाती है अर्थात् 369 K इन दोनों अपररूपों का संक्रमण ताप होता है। दोनों ही अपररूप किरीट (क्राउन) आकार में पुटित वलय संरचना बनाते हैं जिसमें आठ सल्फर परमाणु परस्पर जुड़े होते हैं।

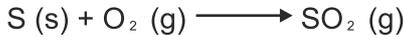
3. प्लास्टिक सल्फर —

पिघली हुई सल्फर को जब ठण्डे जल में उड़ेलते हैं तो रबर जैसी मुलायम सल्फर प्राप्त होती है जिसे प्लास्टिक सल्फर (—सल्फर) कहते हैं। आरम्भ में यह नर्म एवं प्रत्यास्थ होती है परन्तु धीरे-धीरे कठोर होकर विषमलम्बाक्ष अपररूप में रूपान्तरित हो जाती है। इसे S_8 से प्रदर्शित किया जाता है जिसमें छः सल्फर परमाणु कुर्सी रूप में व्यवस्थित होते हैं। पिछले कुछ दशकों में सल्फर के अनेक अपररूप बनाये गये जिनमें सल्फर परमाणुओं की संख्या 6—20 तक है। उच्च ताप (लगभग 1000 K) पर सल्फर मुख्यतः S_2 अपररूप में होती है जो O_2 की भांति अनुचुम्बकीय व्यवहार प्रदर्शित करती है।



सल्फर डाइऑक्साइड –

विरचन—सल्फर डाइऑक्साइड में सल्फर में + 4 ऑक्सीकरण अवस्था में होती है। सल्फर को वायु या ऑक्सीजन में जलाने पर सल्फर डाइऑक्साइड प्राप्त होती है।



प्रयोगशाला में इसे किसी सल्फाइट की सान्द्र सल्फ्यूरिक अम्ल की अभिक्रिया से प्राप्त किया जा सकता है। जैसे—



इसे कॉपर छीलन पर सल्फ्यूरिक अम्ल की अभिक्रिया से भी प्राप्त होती है—



औद्योगिक स्तर पर इसका उत्पादन सल्फाइट अयस्कों के भर्जन से सह उत्पाद के रूप में प्राप्त किया जाता है।



गुणधर्म— सल्फर डाइऑक्साइड तीक्ष्ण गंधयुक्त रंगहीन गैस है जिसे उच्च दाब एवं शीतलन द्वारा द्रवित कर स्टील के सिलिंडरों में संग्रह कर लिया जाता है। यह जल में अत्यधिक विलयशील है और सल्फ्यूरस अम्ल बनाती है।



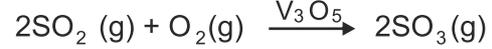
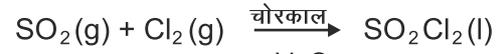
यह सोडियम हाइड्रॉक्साइड विलयन के साथ अभिक्रिया कर सोडियम सल्फाइट बनाती है जो कि सल्फरडाइऑक्साइड और अधिक मात्रा के साथ अभिक्रिया कर सोडियम हाइड्रोजन सल्फाइट बनाती है।



जल एवं क्षार के साथ सल्फर डाइऑक्साइड का व्यवहार कार्बन डाइऑक्साइड से बहुत मिलता जुलता है।

चारकॉल उत्प्रेरक की उपस्थिति में क्लोरीन के साथ संयुक्त होकर सल्फ्यूरिल क्लोराइड बनाती है। इसी प्रकार वेनेडियम पेन्टाऑक्साइड उत्प्रेरक की उपस्थिति में यह

ऑक्सीजन के साथ संयुक्त होकर सल्फर ट्राइऑक्साइड बनाती है।



नम सल्फर डाइऑक्साइड एक अपचायक की तरह व्यवहार करती है। उदाहरणार्थ यह आयरन (III) को आयरन (II) में अपचयित कर देती है तथा पैटेशियम परमैंगनेट को रंगहीन कर देती है जहाँ यह अभिक्रिया इस गैस के परीक्षण हेतु भी प्रयुक्त की जाती है।



उपयोग –

1. यह सल्फ्यूरिक अम्ल, सोडियम हाइड्रोजन सल्फाइट, कैल्सियम हाइड्रोजन सल्फाइट इत्यादि महत्वपूर्ण यौगिकों के निर्माण में प्रयुक्त होता है।
2. शर्करा एवं पेट्रोलियम के शुद्धिकरण में प्रयुक्त की जाती है।
3. ऊन, रेशम इत्यादि के विरंजन में प्रयुक्त की जाती है।
4. प्रतिक्लोर, विसंक्रामक तथा परिरक्षक के रूप में उपयोग में ली जाती है।
5. द्रव सल्फरडाइऑक्साइड एक विलायक के रूप में भी प्रयुक्त होती है।
6. इसका उपयोग प्रशीतन में किया जाता है।

सल्फर के ऑक्सोअम्ल :-

सल्फर, सिलिनियम एवं टेल्यूनियम अनेक ऑक्सोअम्ल बनाते हैं। इनमें से सल्फर के ऑक्सोअम्ल अधिक एवं महत्वपूर्ण हैं। हालांकि इनमें से कुछ ही मुक्त अम्ल की तरह विलय किये जा सकते हैं, शेष या तो जलीय विलयन में उपस्थित होते हैं या उनके लवणों के रूप में। निम्न सारणी में प्रदर्शित है—

सारणी (10)

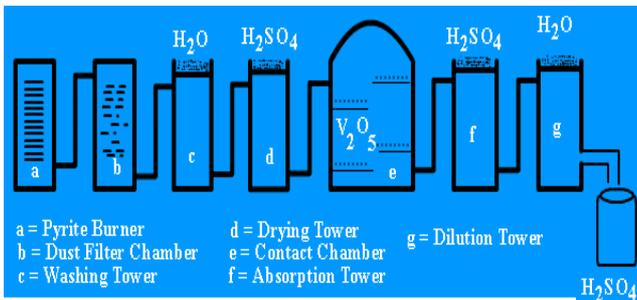
क्र.सं.	सूत्र	नाम	ऑक्सीकरण अवस्था	सरंचना सूत्र
1.	H_2SO_3	सल्फ्यूरस अम्ल	+ 4	$\begin{array}{c} O = S - OH \\ \\ OH \end{array}$
2.	H_2SO_4	सल्फ्यूरिक अम्ल	+ 6	$\begin{array}{c} O \\ \\ HO - S - OH \\ \\ O \end{array}$

4.	$H_2S_2O_4$	डाइथायोनस अम्ल	+ 3	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{HO}-\text{S}-\text{S}-\text{OH} \end{array}$
5.	$H_2S_nO_6$ $n = 2$ से 5	पोलीथायोनिक अम्ल (S-S बन्धयुक्त)	-	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \quad \quad \text{O} \\ \parallel \quad \quad \quad \parallel \\ \text{HO}-\text{S}-(\text{S})_n-\text{S}-\text{OH} \\ \parallel \quad \quad \quad \parallel \\ \text{O} \quad \quad \quad \text{O} \end{array}$
6.	$H_2S_2O_7$	डाइसल्फ्यूरिक अम्ल या पायरो सल्फ्यूरिक अम्ल (ओलियम)	+6	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \quad \quad \text{O} \\ \parallel \quad \quad \quad \parallel \\ \text{HO}-\text{S}-\text{O}-\text{S}-\text{OH} \\ \parallel \quad \quad \quad \parallel \\ \text{O} \quad \quad \quad \text{O} \end{array}$
7.	H_2SO_5	परॉक्सोमोनोसल्फ्यूरिक अम्ल	+6	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{S}-\text{OH} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$
8.	$H_2S_2O_8$	परॉक्सोडाइसल्फ्यूरिक अम्ल	+6	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \quad \quad \text{O} \\ \parallel \quad \quad \quad \parallel \\ \text{HO}-\text{S}-\text{O}-\text{O}-\text{S}-\text{OH} \\ \parallel \quad \quad \quad \parallel \\ \text{O} \quad \quad \quad \text{O} \end{array}$

सल्फ्यूरिक अम्ल— सम्पूर्ण विश्व में, सल्फ्यूरिक अम्ल अतिमहत्वपूर्ण औद्योगिक रसायनों में से एक है। इसके उत्पादन का संस्पर्श प्रक्रम तीन चरणों में सम्पन्न होता है।

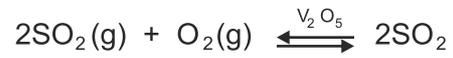
चरण (I) — सल्फर या सल्फाइड अयस्कों को वायु में जलाकर सल्फर डाइऑक्साइड का उत्पादन किया जाता है।

चरण (II) — वेनेडियम पेन्टाऑक्साइड उत्प्रेरक की उपस्थिति में ऑक्सीजन के साथ अभिकृत कर SO_2 को SO_3 में परिवर्तित किया जाता है। चरण (III) — सल्फर ट्राइ-ऑक्साइड को सल्फ्यूरिक अम्ल में अवशोषित करके ओलियम ($H_2S_2O_7$) प्राप्त किया जाता है। उत्पादन की विधि निम्न प्रवाह चित्र में प्रदर्शित है—



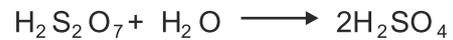
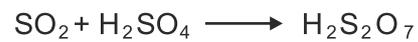
सल्फ्यूरिक अम्ल निर्माण की सम्पर्क विधि

प्राप्त सल्फर डाइ ऑक्साइड को धूल के कणों एवं आर्सेनिक यौगिकों जैसी अन्य अशुद्धियों से मुक्त कर शुद्ध अवस्था में प्राप्त कर लिया जाता है। सल्फ्यूरिक अम्ल के उत्पादन में SO_2 को V_2O_5 उत्प्रेरक की उपस्थिति में वायु से अभिकृत SO_3 प्राप्त की जाती है।



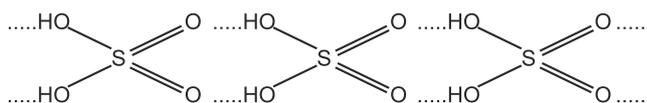
$$\Delta H = -196.6 \text{ KJ mol}^{-1}$$

यह एक उत्क्रमणीय एवं ऊष्माक्षेपी अभिक्रिया है। ली-शीतलिये सिद्धान्त के अनुसार अग्र अभिक्रिया में आयतन में कमी (3 मोल से 2 मोल) प्रेक्षित है अतः कम ताप एवं उच्च दाब इस हेतु अनुकूल प्रस्थितियां हैं। परन्तु बहुत कम ताप पर अभिक्रिया की गति धीमी हो जाती है अतः प्रयुक्त संयंत्र को 2 bar दाब तथा 720 K ताप पर संचालित किया जाता है। प्राप्त SO_3 गैस को सान्द्र सल्फ्यूरिक अम्ल अवशोषित कर लेता है और ओलियम ($H_2S_2O_7$) बना लेता है। जल द्वारा ओलियम का तनुकरण करके इच्छित सान्द्रता वाला सल्फ्यूरिक अम्ल प्राप्त कर लिया जाता है। प्रक्रम के सतत् संचालन तथा लागत में कमी लाने के लिए उद्योग में उपरोक्त दोनों प्रक्रियाएं साथ-साथ सम्पन्न की जाती हैं।



इस प्रकार सम्पर्क विधि से सल्फ्यूरिक अम्ल प्राप्त किया जाता है जिसकी शुद्धता सामान्यतः 96–98% होती है।

गुणधर्म :- शुद्ध सल्फ्यूरिक अम्ल एक रंगहीन, गाढ़ा एवं श्यान द्रव है जिसका 298 K ताप पर विशिष्ट घनत्व 1.84 gm cm⁻³ है। इसका गलनांक 28.3 K एवं क्वथनांक 611 K होता है। इसके उच्च क्वथनांक से यह स्पष्ट होता है कि इसमें हाइड्रोजन बन्धकता से निम्न प्रकार आण्विक संगुणन पाया जाता है—

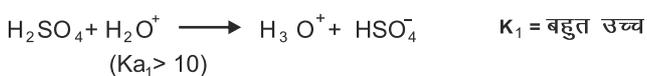


सान्द्र अम्ल जल में अत्यधिक घुलनशील है और साथ-साथ उच्च ऊष्मा उत्सर्जित करता है अतः इसके तनुकरण में अत्यधिक सावधानी रखनी आवश्यक है अन्यथा विस्फोट भी हो सकता है। इसके लिए जब सान्द्र सल्फ्यूरिक अम्ल का तनुकरण किया जाता है तो जल में अम्ल मिलाया जाता है न कि अम्ल में जल। जल में अत्यधिक घुलनशीलता या स्नेह के कारण सान्द्र अम्ल को निर्जल कारक के रूप में उपयोग में लिया जाता है जो कि जलवाष्प को तेजी से अवशोषित कर लेता है।

सल्फ्यूरिक अम्ल एक प्रबल क्रियाकारक है जिसके निम्नांकित कारण हैं—

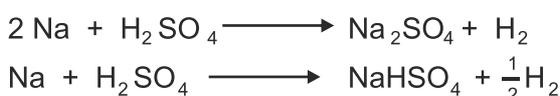
1. निम्न वाष्पशीलता
2. प्रबल अम्लीय गुण
3. जल के प्रति प्रबल बंधुता, तथा
4. ऑक्सीकरण कर्मक का गुण

सल्फ्यूरिक अम्ल एक द्विक्षारकी अम्ल है अर्थात् जल में इसका वियोजन या आयनन दो चरणों में होता है—

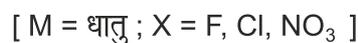


वियोजन स्थिरांक अधिक मान अम्ल की उच्च प्रबलता को दर्शाता है।

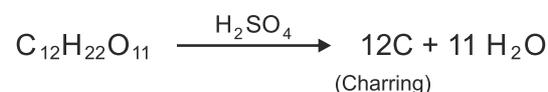
अम्ल लवणों की दो श्रेणियाँ उत्पन्न करता है, सामान्य सल्फेट (जैसे सोडियम सल्फेट, कॉपर सल्फेट इत्यादि) तथा अम्लीय सल्फेट (जैसे सोडियम हाइड्रोजन सल्फेट)।



कम वाष्पशीलता के कारण सल्फ्यूरिक अम्ल का उपयोग अधिक वाष्पशील अम्लों के संगत लवणों से उत्पादित करने के लिए किया जाता है।



सान्द्र सल्फ्यूरिक अम्ल प्रबल निर्जलकारक होता है अतः वे नम गैसें जो सल्फ्यूरिक अम्ल के प्रति क्रियाशील नहीं होती हैं उन्हें इसमें गुजार कर शुष्क किया जा सकता है। यह कार्बनिक पदार्थों से जल को निष्कासित भी कर देता है जैसे इसकी शर्करा (कार्बोहाइड्रेट) पर निम्न आदग्धन क्रिया से स्पष्ट है।



गरम सान्द्र सल्फ्यूरिक अम्ल एक मध्यम प्रबलता का ऑक्सीकारक है जो फास्फोरिक अम्ल एवं नाइट्रिक अम्ल के मध्य के क्रम का ऑक्सीकारक है। धातु एवं अधातु दोनों ही सान्द्र सल्फ्यूरिक अम्ल से ऑक्सीकृत हो जाती है।



उपयोग — यह एक महत्वपूर्ण रासायनिक अभिकर्मक है तथा औद्योगिक रसायन में अत्यन्त महत्वपूर्ण पदार्थ है। ऐसी मान्यता रही है कि किसी राष्ट्र का औद्योगिक सामर्थ्य उस राष्ट्र में सल्फ्यूरिक अम्ल के उत्पादन एवं उपयोग क्षमता के आधार पर मापा जा सकता है। सल्फ्यूरिक अम्ल का उपयोग हजारों यौगिकों के उत्पादन में तथा अनेकों औद्योगिक प्रक्रमों में किया जाता है। उर्वरकों के उत्पादन में भी सल्फ्यूरिक अम्ल का बहुत उपयोग होता है, जैसे अमोनियम सल्फेट, सुपरफॉस्फेट इत्यादि का बहुत उपयोग होता है जैसे—अमोनियम सल्फेट, सुपरफॉस्फेट इत्यादि।

सल्फ्यूरिक अम्ल के अन्य उपयोग हैं—

1. पेट्रोलियम शोधन में,
2. वर्णकों, प्रलेपों तथा रंजकों के मध्यवर्तियों के उत्पादन में,
3. अपमार्जक उद्योग में,
4. धातुकर्मीय प्रक्रमों में जैसे वैद्युतलेपन इत्यादि में,
5. नाइट्रोसेलुलोस जैसे उत्पादों के उत्पादन में
6. प्रयोगशाला अभिकर्मक के रूप में
7. सीसा संचायक बेटेरियों में।

वर्ग 17 के तत्व (Elements of Group 17)

आर्वात सारणी के वर्ग 17 में फ्लुओरीन, क्लोरीन, ब्रोमीन, आयोडीन एवं ऐस्टैटीन उपस्थित है। संयुक्त रूप से ये हैलोजन कहलाते हैं जहाँ ग्रीक में हेलो का अभिप्रायः लवण तथा जेनेस का अर्थ है उत्पन्न करना अर्थात् लवण बनाने वाला है। ये अत्यन्त क्रियाशील अधातुएँ होती हैं जो वर्ग 1 व 2 की तरह क्रियाशीलता से बहुत समानताएँ प्रदर्शित करते हैं। सभी वर्गों में यह वर्ग क्रियाशीलता में बहुत समानताएँ प्रदर्शित करता है। अन्तिम सदस्य ऐस्टैटीन रेडियोधर्मी तत्व है।

उपलब्धता— हैलोजन बहुत अधिक क्रियाशील होते हैं अतः ये मुक्त अवस्था में नहीं पाये जाते हैं। यद्यपि ऐस्टैटीन के अतिरिक्त ये भूपर्पटी में बहुतायत से पाये जाते हैं। जहाँ फ्लुओरीन एवं क्लोरीन बहुत अधिक प्रचुरता में उपस्थित है। फ्लुओरीन उपलब्धता की दृष्टि से तेहरवाँ तत्व है जो मुख्यतया अविलेय फ्लुओराइडों के रूप में तथा थोड़ी मात्रा में नदी जल, पादपों, जीवों की हड्डियों तथा दाँतों में भी उपस्थित होती है।

इसके मुख्य खनीज निम्न है—

1. फ्लुओराइड : CaF_2
2. क्रायोलाइट : Na_3AlF_6 तथा
3. फ्लुओरोऐपेटाइट : $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\text{CaF}_2$

उपलब्धता की दृष्टि से क्लोरीन बीसवाँ प्रचुरता वाला खनीज जो चट्टानों में पाया जाता है। समुद्री जल में सोडियम, पोटैशियम, मैग्नीशियम तथा कैल्शियम के क्लोराइड, ब्रोमाइड तथा आयोडाइड उपस्थित होते हैं परन्तु सोडियम क्लोराइड सर्वाधिक मात्रा (2.5% द्रव्यमान) में पाया जाता है। शुष्क समुद्री निक्षेपों में सोडियम क्लोराइड तथा कारनेलाइट ($\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) जैसे यौगिक उपस्थित होते हैं। कुछ समुद्री जैविक तंत्रों में आयोडीन होती है। इसी प्रकार समुद्री पादपों में लगभग 0.5% आयोडिन तथा चिली साल्टपीटर में 0.2% तक सोडियम आयोडेट पाया जाता है। भूपर्पटी में इनकी प्रचुरता निम्न सारणी है—

सारणी (11)

तत्व	भूपर्पटी में प्रचुरता (ppm)	सापेक्षित प्रचुरता
F	544	13
Cl	126	20
Br	2.5	47
I	0.46	62

गुणधर्म— इनके इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ns^2np^5 होते हैं। निम्न सारणी में इनके विभिन्न परमाण्विक एवं भौतिक गुणधर्म प्रदर्शित किये हैं—

सारणी (12)

गुण	F	Cl	Br	I	At
परमाणु क्रमांक	9	17	35	53	85
परमाण्विक द्रव्यमान gm mol^{-1}	19.00	35.45	79.90	126.90	210
इलेक्ट्रॉनिक विन्यास	(He) $2S^2 P^5$	(Ne) $3S^2 P^5$	(Ar) $4S^2 P^5$	(Kr) $4d^{10} 5S^2 P^5$	(Xe) $4f^{14} 5d^{10} 6S^2 P^5$
सहसंयोजक त्रिज्या (pm)	64	99	114	133	—
आयनिक त्रिज्या (pm)	133	184	196	220	—
आयनन एन्थैल्पी (KJ mol^{-1})	1680	1256	1142	1008	—
इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी (KJ mol^{-1})	-333	-349	-325	-296	—
गलनांक (K)	54.4	172.0	265.8	386.6	—
क्वथनांक (K)	84.9	239.0	332.5	458.2	—
घनत्व (gm cm^{-3})	1.5	1.66	3.19	4.94	—
दूरी (X-X) (pm)	143	199	228	266	—
बन्ध वियोजन एन्थैल्पी (KJ mol^{-1})	158.8	242.6	192.8	151.1	—
विद्युतऋणात्मका (KJ Mol^{-1})	4	3.2	3.0	2.7	2.2
जलयोजन एन्थैल्पी (KJ mol^{-1})	515	381	347	305	—

कुछ मुख्य प्रवृत्तियाँ निम्न प्रकार हैं—

1. इलेक्ट्रॉनिक विन्यास — इन सभी तत्वों के बाह्यतम कोश में सात इलेक्ट्रॉन (ns^2p^5) होते हैं अर्थात् अष्टक पूर्ण होने हेतु एक मात्र इलेक्ट्रॉन होते हैं।

2. परमाणु एवं आयनिक त्रिज्याएँ— अपने-अपने आवर्त में अधिकतम नाभिकीय आदेश के कारण हैलोजनों की आयनिक त्रिज्याएँ न्यूनतम होती हैं। जैसे फ्लुओरीन परमाणु अपने आवर्त में सबसे छोटा होता है। वर्ग में फ्लुओरीन से आयोडीन तक कोशों की संख्या में क्रमशः वृद्धि होती जाती है।

आयनन एन्थैल्पी — बाह्यतम कोश में सात इलेक्ट्रॉन उपस्थित है अर्थात् अष्टक पूर्णता हेतु एक मात्र इलेक्ट्रॉन की आवश्यकता है अतः इनकी इलेक्ट्रॉन त्यागने की प्रवृत्ति बहुत कम होती है। इस कारण इनकी आयनन एन्थैल्पी बहुत उच्च होती है। परमाण्विक आकार में वृद्धि होने के कारण वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर आयनन एन्थैल्पी के मान में कमी होती है।

इलेक्ट्रॉनलब्धि एन्थैल्पी— अपने-अपने आवर्तों में इलेक्ट्रॉन बन्धुकता (या इलेक्ट्रॉनलब्धि) एन्थैल्पी का मान सर्वाधिक होती है। इसका कारण यह है कि इस वर्ग के सभी तत्वों का उत्कृष्ट गैस जैसा स्थायी विन्यास प्राप्त करने के लिए मात्र एक ही इलेक्ट्रॉन की आवश्यकता होती है। हालाँकि फ्लुओरीन की इलेक्ट्रॉन बन्धुकता क्लोरीन की तुलना में कम होती है अर्थात् क्लोरीन ही सर्वाधिक इलेक्ट्रॉन बन्धुकता प्रदर्शित करने वाला तत्व है। यह फ्लुओरीन के छोटे आकार के कारण है जहाँ 2p कक्षकों की परस्पर अधिक निकटता से परस्पर प्रबल प्रतिकर्षण होता है जिससे इलेक्ट्रॉन को आकर्षित करने की क्षमता में कमी आ जाती है।

विद्युतऋणात्मक — इनकी विद्युतऋणात्मकता आवर्त में सर्वाधिक होती है जो वर्ग में नीचे जाने पर कम होती जाती है अतः आवर्तसारणी में फ्लुओरीन सबसे अधिक विद्युतऋणता प्रदर्शित करता है।

भौतिक गुण— हैलोजन अपने भौतिक गुणों में बहुत भिन्नता दर्शाते हैं। फ्लुओरीन तथा क्लोरीन गैसें हैं, ब्रोमीन एक द्रव है तथा आयोडीन ठोस पदार्थ है। बढ़ते हुये परमाणु क्रमांक या आकार के साथ इनके गलनांक तथा क्वथनांकों में नियमित रूप से वृद्धि होती है। सभी हैलोजन रंगीन होते हैं क्योंकि इनके एंकाकी युग्म के इलेक्ट्रॉन दृश्य प्रकाश के अवशोषण से उच्च ऊर्जा स्तरों में उत्तेजित हो जाते हैं और पुनः अवशोषित प्रकाश का उत्सर्जन करते रहते हैं। इस कारण फ्लुओरीन पीला, क्लोरीन हरीत पीला, ब्रोमीन लाल एवं आयोडीन बैंगनी रंग का दिखाई देता है। फ्लुओरीन व क्लोरीन जल में पूर्ण विलेय है जबकि ब्रोमीन एवं आयोडीन जल में अल्प विलेयशील है। ये कार्बनिक विलायकों जैसे क्लोरोफार्म, कार्बन टेट्राक्लोराइड, बेन्जीन इत्यादि में पूर्ण विलेयशील है।

सारणी को देखने से ज्ञात होता है कि इनमें एक बहुत रोचक अपवाद इनकी बन्ध वियोजन एन्थैल्पी में भी पाया जाता है। Cl_2 की तुलना में F_2 की बन्ध वियोजन एन्थैल्पी (या ऊर्जा) का मान कम है जबकि Cl_2 के बाद $X-X$ बन्ध वियोजन ऊर्जा (या एन्थैल्पी) में अपेक्षित क्रम (घटता क्रम) $(Cl - Cl) > (Br - Br) > (I - I)$ पाया जाता है। इस विसंगती का कारण यह है कि F_2 में p- कक्षकों के इलेक्ट्रॉन परस्पर अत्यधिक निकट होते हैं जिससे उनमें प्रबल प्रतिकर्षण उत्पन्न हो जाता है फलस्वरूप $F - F$ बन्ध सुगमता से वियोजित हो जाता है।

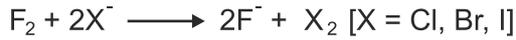
रासायनिक गुण — उत्कृष्ट गैसों से मात्र एक इलेक्ट्रॉन कम होने के कारण सभी हैलोजन मुख्य रूप से -1 ऑक्सीकरण अवस्था प्रदर्शित करते हैं। परन्तु क्लोरीन, ब्रोमीन एवं आयोडीन के पास रिक्त d- कक्षक भी उपस्थित है जिनमें युग्मित इलेक्ट्रॉन प्रोन्नत होकर +1, +3, +5 तथा +7 ऑक्सीकरण अवस्थाएँ भी प्रदर्शित होती हैं। निम्न प्रकार स्पष्ट है—

हेलोजन परमाणु आद्य या मूल अवस्था में	ns ↑↓	np ↑↓ ↑↓ ↑	□ □ □ □ □	+1	ऑक्सीकरण अवस्था
प्रथम उत्तेजित अवस्था में	↑↓	↑↓ ↑ ↑	↑ □ □ □ □	+3	ऑक्सीकरण अवस्था
द्वितीय उत्तेजित अवस्था में	↑↓	↑ ↑ ↑	↑ ↑ □ □ □	+5	ऑक्सीकरण अवस्था
तृतीय उत्तेजित अवस्था में	↑	↑ ↑ ↑	↑ ↑ □ □ □	+7	ऑक्सीकरण अवस्था

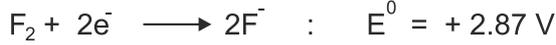
क्लोरीन, ब्रोमीन एवं आयोडीन की ये उच्च ऑक्सीकरण अवस्थाएँ केवल तब ही प्राप्त होती हैं जब ये फ्लुओरीन, ऑक्सीजन जैसे छोटे एवं उच्च विद्युतऋणता वाले परमाणुओं से संयोग करते हैं। फ्लुओरीन के पास रिक्त d-कक्षक उपलब्ध न होने से वह केवल -1 ऑक्सीकरण अवस्था ही प्रदर्शित करता है।

सभी हैलोजन अणुओं की बन्ध वियोजन ऊर्जा का मान अपेक्षाकृत बहुत कम होने से तथा उच्च इलेक्ट्रॉन बन्धुकता के कारण ये अत्यन्त क्रियाशील होते हैं। वर्ग में नीचे की ओर जाने पर इलेक्ट्रॉन बन्धुकता के मान में कमी प्रेक्षित होती है अतः इनकी क्रियाशीलता भी इसी क्रम में घटने लगती है। ये धातु एवं अधातुओं के साथ क्रिया करके हैलाइड बनाते हैं।

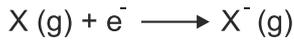
उच्च इलेक्ट्रॉन बंधुकता के कारण हैलोजनों में प्रबल ऑक्सीकारक प्रकृति होती IF_2 प्रबलतम ऑक्सीकारक हैलोजन है जिससे यह दूसरे हैलाइड आयनों को विलयन में, यहाँ तक ठोस अवस्था में भी ऑक्सीकृत कर देती है। सामान्यतया एक हैलोजन उच्च परमाणु क्रमांक के हैलाइड आयन को ऑक्सीकृत करती है।



वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर हैलोजनों के जलीय विलयन में घटती हुई ऑक्सीकारक प्रवृत्ति का कारण उनके घटते मानक इलेक्ट्रॉड अपचयन विभव है जो निम्न प्रकार है—

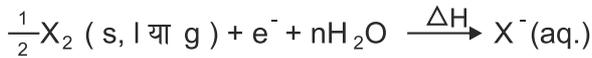


स्पष्ट है कि F_2 प्रबलतम ऑक्सीकारक है जबकि इस वर्ग का I_2 सबसे दुर्बल ऑक्सीकारक है। हम जानते हैं कि F_2 की इलेक्ट्रॉन बन्धुकता Cl_2 से कम है अतः Cl_2 ही प्रबलतम ऑक्सीकारक होना चाहिए था जबकि F_2 प्रबलतम ऑक्सीकारक है। इसे बोर्न हैबर चक्र की सहायता से स्पष्ट किया जा सकता है। इलेक्ट्रॉन बन्धुकता एक मुक्त गैसीय परमाणु का गुणधर्म है—

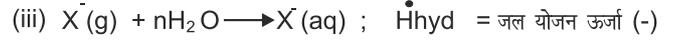
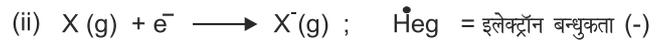
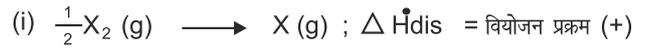


$$\Delta^0 H_{eg} = \text{इलेक्ट्रॉन बन्धुकता एन्थैल्पी}$$

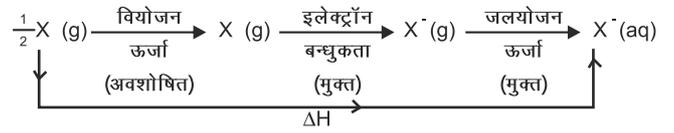
इसके विपरीत हैलोजनों की ऑक्सीकारक प्रवृत्ति विलयन में आप्विक हैलोजनों का गुणधर्म है—



गैसीय F_2 एवं Cl_2 के लिए यह प्रकक्रम निम्न प्रकार है—



यह प्रक्रम निम्न प्रकार प्रदर्शित है—



परिणामी परिवर्तन (ऑक्सीकरण क्षमता) उक्त तीनों पदों का समग्र प्रभाव है। यद्यपि फ्लुओरीन में कम इलेक्ट्रॉन बन्धुकता होते हुए भी यह प्रबल ऑक्सीकारक है क्योंकि—

(i) F_2 की वियोजन ऊर्जा कम है क्योंकि $F-F$ दुर्बल होता है।

(ii) F_2 की जलयोजन ऊर्जा बहुत उच्च है कि फ्लुओरीन आयन का आकार छोटा होता है।

(क) हाइड्रोजन के प्रतिक्रियाशील— सभी हैलोजन हाइड्रोजन के साथ अभिक्रिया करके हाइड्रोजन हैलाइड बनाती हैं परन्तु फ्लुओरीन से आयोडीन तक हाइड्रोजन के साथ बन्धुकता में कमी आती है। हाइड्रोजन हैलाइड जल में विलेय होकर हाइड्रोहैलिक अम्ल बनाते हैं वर्ग में ऊपर से नीचे की ओर जाने पर अम्ल सामर्थ्य बढ़ता है जबकि इन हैलाइडों का स्थायित्व घटता $H-F > HCl > H-Br > H-I$ है।

कुछ गुणधर्म निम्न प्रकार है—

सारणी (13)

गुण	HF	HCl	HBr	HI
गलनांक (K)	190	159	185	222
क्वथनांक (K)	293	189	206	238
बन्ध दूरी (pm)	91.7	127.4	141.4	160.9
बन्ध वियोजन ऊर्जा $KJmol^{-1}$	574	432	363	295
pKa मान	3.2	-7.0	-9.5	-10.0

(ख) ऑक्सीजन के प्रतिक्रियाशीलता— हैलोजन से संयोग कर बहुत से ऑक्साइड बनाते हैं परन्तु इनमें से अधिकतर अस्थायी होती है। फ्लुओरीन OF_2 एवं O_2F_2 दो ऑक्साइड बनाती है परन्तु 298 K पर OF_2 ही स्थायी है। ये ऑक्साइड निश्चय ही ऑक्सीजन फ्लुओराइड है क्योंकि

फ्लुओरीन की विद्युतऋणता ऑक्सीजन से अधिक है। ये दोनों ही ऑक्साइड प्रबल फ्लुओरीकारक होते हैं उदाहरणार्थ O_2F_2 , फ्लुटोनियम को PuF_6 में ऑक्सीकृत कर देता है। इस अभिक्रिया नाभिकीय ईंधन से फ्लुटोनियम को हटाने में किया जाता है।

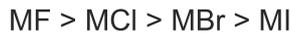
क्लोरीन, ब्रोमीन एवं आयोडीन भी ऑक्साइड बनाती हैं जिनमें इन हैलोजनों की ऑक्सीकरण संख्या 1+ से + 7 तक होती है। गतिज तथा ऊष्मागतिक कारकों के संयोग के कारण सामान्यतया हैलोजनों द्वारा निर्मित ऑक्साइडों के स्थायित्व का घटताक्रम $I > Cl > Br$ होता है। हैलोजनों के उच्चतर ऑक्साइडों की प्रवृत्ति निम्नतर ऑक्साइडों की अपेक्षा अधिक स्थायी होने की होती है।

क्लोरीन के ऑक्साइड Cl_2O , ClO_2 , Cl_2O_6 तथा Cl_2O_7 अत्यधिक क्रियाशील ऑक्सीकारक तथा विस्फोटक प्रवृत्ति के होते हैं। ClO_2 का उपयोग कागज की लुगदी तथा वस्त्रों के विरंजीकरण और पीने के पानी के शुद्धिकरण में किया जाता है। ब्रोमीन के ऑक्साइड, Br_2O , BrO_2 , BrO_3 सबसे कम स्थायी होते हैं तथा इनका अस्तित्व केवल कम ताप पर होता है। ये बहुत प्रबल ऑक्सीकारक होते हैं। आयोडीन के ऑक्साइड I_2O_4 , I_2O_5 , I_2O_7 अविलेय ठोस होते हैं तथा गरम करने पर विघटित हो जाते हैं। इनमें से I_2O_5 बहुत अच्छा ऑक्सीकारक है तथा इसका उपयोग कार्बन मोनोक्साइड के आकलन में किया जाता है।

(ग) धातुओं के प्रति क्रियाशीलता— हैलोजन धातु के साथ अभिक्रिया करके धातु हैलाइड बनाते हैं। उदाहरणार्थ, ब्रोमीन मैग्नीशियम के साथ अभिक्रिया करके मैग्नीशियम ब्रोमाइड बनाती है।



एक संयोजी धातु M^+ के साथ हैलाइडों के आयनिक गुण का क्रम निम्न है—



(घ) हैलोजन की अन्य हैलोजनों के प्रति क्रियाशीलता— हैलोजन अन्य हैलोजनों के साथ संयोग कर बहुत से यौगिक बनाते हैं, जो अंतराहैलोजन यौगिक कहलाते, XX , XX_3 , XX_5 तथा XX_7 इत्यादि।

क्लोरीन (Chlorine)—

क्लोरीन प्रथम हैलोजन है जिसे विलगित किया गया और साधारण नमक ($NaCl$) को प्राचीन काल से उपयोग में लिया जाता रहा है। शैले ने 1774 में HCl पर MnO_2 की अभिक्रिया द्वारा क्लोरीन को खोजा तथा 1810 में डेवी ने इसकी तात्विक प्रकृति को स्थापित किया व रंग के आधार (ग्रीक, **Chlorus** — हरित पीला) पर इसे क्लोरीन नाम दिया। यह अत्यधिक क्रियाशील होती है अतः मुक्त अवस्था में नहीं पायी जाती।

विरचन — इसे निम्नलिखित में से किसी भी विधि से बनाया जा सकता है—

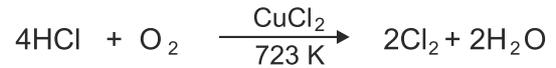
1. सान्द्र हाइड्रोक्लोरिक अम्ल को मैग्नीज डाइऑक्साइड के साथ गर्म करके—



2. मैग्नीज डाइऑक्साइड के स्थान पर पोटेशियम परमैंगनेट भी उपयोग में लिया जा सकता है—



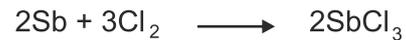
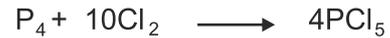
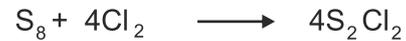
3. डीकन प्रक्रम द्वारा जिसमें हाइड्रोक्लोरिक अम्ल को सीधे वायु के साथ ऑक्सीकरण किया जाता है जिसमें 723 K पर क्यूप्रिक क्लोराइड को उत्प्रेरक के रूप में उपयोग में लिया जाता है। (औद्योगिक उत्पादन विधि)



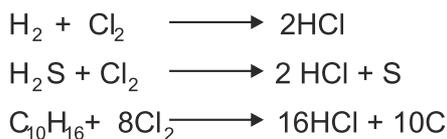
4. वैद्युत अपघटनी प्रक्रम में नेलसन सेल द्वारा भी क्लोरीन का उत्पादन किया जाता है। सान्द्र $NaCl$ का वैद्युत अपघटन किया जाता है जहाँ एनोड पर क्लोरीन गैस प्राप्त होती है साथ ही $NaOH$ जैसे उपयोगी सहउत्पादन भी प्राप्त होते हैं।

गुणधर्म — यह दमघोंटू—तीखी गंध वाली हरित—पीत गैस है जो वायु से 2 से 5 गुणा भारी होती है। इसके सम्पर्क में आने से सरदर होने लगता है। यह जल में घुलनशील है जिसे क्लोरीन-जल कहते हैं। यह कार्बनटेट्राक्लोराइड जैसे कार्बनिक विलायकों में विलेयशील है। इसे आसानी से द्रवित किया जा सकता है जो हरित-पीत द्रव के रूप में प्राप्त है तथा इसका क्वथनांक 239 K व गलनांक 171 K होता है।

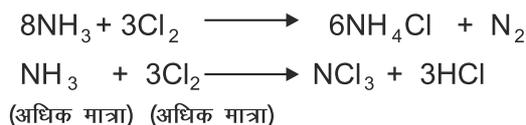
क्लोरीन बहुतसी धातुओं एवं अधातुओं से तुरन्त किया करती है—



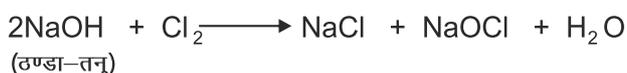
यह हाइड्रोजन के प्रति अत्यधिक बंधुता प्रदर्शित करती है और हाइड्रोजन युक्त यौगिकों के साथ अभिक्रिया कर HCl बनाती है।



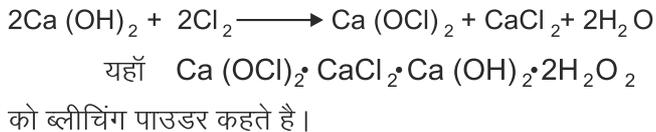
अमोनिया के आधिक्य के साथ क्लोरीन, नाइट्रोजन तथा अमोनियमक्लोराइड देती है जबकि क्लोरीन के आधिक्य के साथ विस्फोटक अभिक्रिया द्वारा नाइट्रोजन ट्राइक्लोराइड बनाता है।



ठण्डे तथा तनु क्षारों के साथ यह क्लोराइड तथा हाइपोक्लोराइट का मिश्रण प्रदान करती है परन्तु गरम व सान्द्र क्षारों के साथ यह क्लोराइड व क्लोरेट का मिश्रण देती है—



शुष्क बूझे हुए चूने के साथ विरंजन चूर्ण (ब्लीचिंग पाउडर) देती हैं।

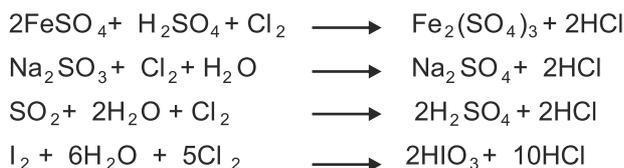


सूर्य की रोशनी या उच्च ताप पर क्लोरीन संतृप्त हाइड्रोकार्बनों से मुक्त मूलक प्रतिस्थापन श्रृंखला अभिक्रिया द्वारा क्लोरो, डाइक्लोरो, ट्राई व टेट्रा क्लोरो सेल्केनों का एक मिश्रण देती है।

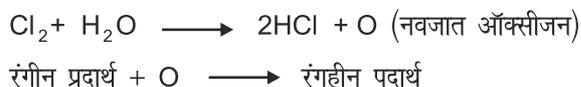


HCl तथा HOCl के निर्माण के कारण क्लोरीन जल का पीला रंग उड़ जाता है। इस प्रकार प्राप्त हाइपोक्लोरोस अम्ल (HOCl) नवजात ऑक्सीजन देता है जो क्लोरीन के विरंजक एवं ऑक्सीकारक गुणों के लिए उत्तरदायी है।

1. यह फेरस को फेरिक, सल्फाइट को सल्फेट, सल्फर डाइऑक्साइड को सल्फ्यूरिक अम्ल एवं आयोडीन को आयोडिक अम्ल में ऑक्सीकृत कर देती है।



2. यह प्रबल विरंजनकारी है जो एक ऑक्सीकरण क्रिया है। नमी की उपस्थिति में वानस्पतिक, जैविक या कार्बनिक पदार्थों को विरंजित (रंग उड़ाना) कर देती है जो कि एक स्थायी प्रभाव है।

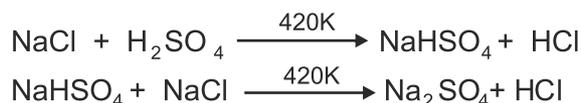


उपयोग — क्लोरीन के निम्न उपयोग हैं—

1. बड़ी मात्रा में क्लोरीन का उपयोग काष्ठ लुगदी के विरंजन में किया जाता है जो वस्त्र, कागज, रेयोन इत्यादि के निर्माण में उपयोग में ली जाती है।
2. सोने तथा प्लैटिनम के निष्कर्षण में।
3. रंजकों, औषधियों, तथा अनेकों कार्बनिक जैसे CCl_4 , CHCl_3 , DDT, एवं प्रशीतक पदार्थों के संश्लेषण में।
4. पीने के पानी को निर्जन (जीवाणु रहित) करने में।
5. विशैली गैसों जैसे फॉसजीन (COCl_2), अश्रु गैस (CCl_3NO_2), मस्टर्ड गैस ($\text{ClCH}_2\text{CH}_2\text{SCH}_2\text{CH}_2\text{Cl}$) इत्यादि के संश्लेषण में।

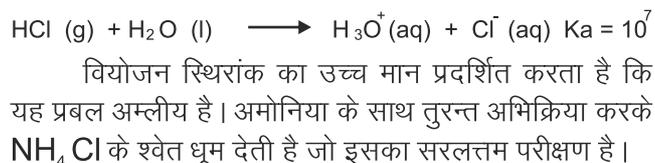
हाइड्रोजन क्लोराइड — हाइड्रोक्लोरिक अम्ल एक महत्वपूर्ण औद्योगिक रसायन है। यह अम्ल ग्लैबर द्वारा 1648 में साधारण नमक की क्रिया सान्द्र सल्फ्यूरिक अम्ल से कराकर सर्वप्रथम प्राप्त किया था। डेवी ने 1810 में प्रदर्शित किया कि यह हाइड्रोजन तथा क्लोरीन का यौगिक है।

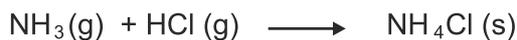
विरचन — प्रयोगशाला में यह सोडियम क्लोराइड को सान्द्र सल्फ्यूरिक अम्ल के साथ गरम करके बनाया जाता है।



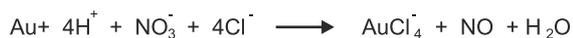
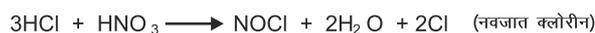
HCl गैस को सान्द्र सल्फ्यूरिक अम्ल में प्रवाहित करके शुष्क किया जा सकता है।

गुणधर्म — यह रंगहीन एवं तीक्ष्ण गंधयुक्त गैस है जो जल में अति घुलनशील है और जल में घुलकर ही हाइड्रोक्लोरिक अम्ल बनाती है। इसे आसानी से रंगहीन द्रव में रूपान्तरित किया जा सकता है (क्वथनांक 189 K) तथा श्वेत क्रिस्टलीय ठोस के रूप में जम (हिमांक 159 K) जाती है। यह पानी में निम्न प्रकार आयनित होकर प्रबल अम्लीय व्यवहार प्रदर्शित करती है—

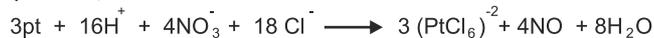




तीन भाग सान्द्र HCl एवं एक भाग सान्द्र HNO₃ का मिश्रण अम्लराज (एक्वारेजिया) कहलाता है जो प्लैटिनम, सोना जैसी अक्रिय धातुओं को घोलने में सक्षम होता है। रेक्वारेजिया में हाइड्रोक्लोरिक अम्ल को नाइट्रिक अम्ल ऑक्सीकृत कर देता है और नवजात क्लोरीन उत्पन्न करता है जो सोना, प्लैटिनम जैसी अक्रियाशील धातुओं से क्रिया कर सकता है।



इसी प्रकार,



हाइड्रोक्लोरिक अम्ल दुर्बल अम्लों के लवणों जैसे कार्बोनेट, हाइड्रोजन कार्बोनेट, सल्फाइड इत्यादि को विघटित कर देता है।



उपयोग – इसके उपयोग हैं—

1. रंजन, केलिकोप्रिंटिंग एवं टेनिन उद्योगों में।
2. क्लोराइडों एवं क्लोरीन के उत्पादन में।
3. प्रयोगशाला एवं औषधीय उद्योगों में अभिकर्मक के रूप में।
4. अनेक रसायनों के संश्लेषण में।
5. अम्लराज (एक्वारेजिया) बनाने में।

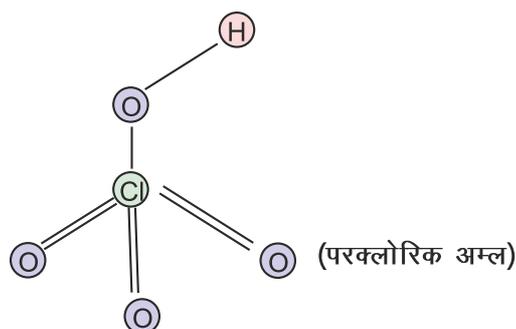
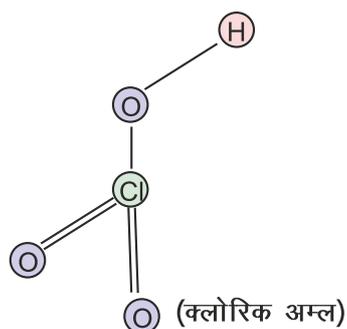
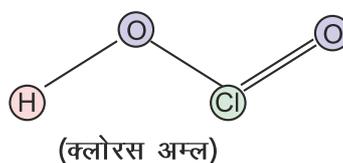
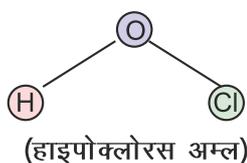
हैलोजनों के ऑक्सो अम्ल (Oxoacids of Halogen):—

हैलोजनों में फ्लुओरीन उच्च विद्युत ऋणता एवं छोटे आकार के कारण ऑक्सोअम्ल बनाने की सामान्य प्रवृत्ति प्रदर्शित नहीं करती है यह केवल हाइपोफ्लुओरस (HOF) अम्ल ही बनाती है जिसे फ्लुओरिक (I) अम्ल कहते हैं। अन्य सभी हैलोजन कई प्रकार के ऑक्सो अम्ल बनाते हैं जो निम्न सारणी में प्रदर्शित हैं—

सारणी (14)

हेलिक (I) अम्ल (हाइपोहेलस अम्ल)	HOF (हाइपोफ्लुओरस अम्ल)	HOCl (हाइपोक्लोरस अम्ल)	HOBr (हाइपोब्रोमस अम्ल)	HOI (हाइपोआयोडस अम्ल)
हेलिक (III) अम्ल (हेलस अम्ल)	—	HOClO (क्लोरस अम्ल)	—	—
हेलिक (V) अम्ल (हेलस अम्ल)	—	HOClO ₂ (क्लोरिक अम्ल)	HOBrO ₂ (ब्रोमिक अम्ल)	HOIO ₂ (ब्रोमिक अम्ल)
हेलिक (VII) अम्ल (पर हेलिक अम्ल)	—	HOClO ₃ या HClO ₄ (परक्लोरिक अम्ल)	HOBrO ₃ या HBrO ₄ (परब्रोमिक अम्ल)	HOIO ₃ या HIO ₄ (परआयोडिक अम्ल)

क्लोरीन के ऑक्सो अम्लों की संरचनाएँ निम्न प्रकार हैं—

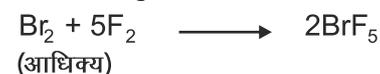
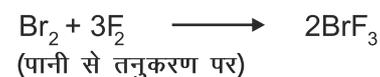
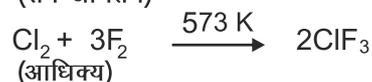
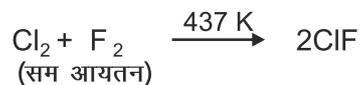


अंतराहैलोजन यौगिक (Interhalogen Compounds) –

दो भिन्न हैलोजन परस्पर अभिक्रिया करके अंतराहैलोजन यौगिक बनाते हैं। इन्हें सामान्य संघटनों XX' , XX_2' , XX_5' तथा XX_7' से प्रदर्शित किया जा सकता है। यहाँ X बड़े आकार वाला हैलोजन है तथा X' छोटे आकार वाला, एवं X, X' की तुलना में अधिक विद्युत घनात्मक है। जैसे X और X' की त्रिज्याओं का अनुपात बढ़ता है, प्रति अणु परमाणुओं की संख्या भी बढ़ती है। अतः आयोडीन (VII) फ्लोराइड में परमाणुओं की संख्या अधिकतम होनी चाहिए। क्योंकि I तथा F के बीच त्रिज्याओं का अनुपात अधिकतम है। इसीलिए इसका सूत्र IF_7 होता है जिसमें परमाणुओं की संख्या अधिकतम है।

विरचन – अन्तराहैलोजन यौगिक सीधे संयोग द्वारा या किसी हैलोजन की एक निरन्तर अंतराहैलोजन यौगिक पर

अभिक्रिया द्वारा बनाए जा सकते हैं। निर्मित उत्पाद कुछ विशिष्ट परिस्थितियों पर निर्भर करते हैं। जैसे—



गुणधर्म – अंतराहैलोजन यौगिकों के कुछ सारणी में प्रदर्शित है—

सारणी (15)

प्रकार	सूत्र	भौतिक अवस्था व रंग	संरचना
XX'	ClF	रंगहीन गैस	रेखिय
	BrF	हल्की भूरी गैस	रेखिय
	IF	अस्थायी	रेखिय
	$BrCl$	गैस	रेखिय
	ICl	रुबी लाल ठोस (α –रूप)	रेखिय
			भूरा लाल ठोस (β –रूप)
	IBr	काला ठोस	रेखिय
XX'_3	ClF_3	रंगहीन गैस	बंकित T – आकृति
	BrF_3	पीला हरा द्रव	बंकित T – आकृति
	IF_3	पीला पाउडर	बंकित T – आकृति
	ICl_3	नारंगी ठोस	बंकित T – आकृति
XX'_5	IF_5	रंगहीन गैस	वर्ग पिरेमिडी
	BrF_5	रंगहीन द्रव	वर्ग पिरेमिडी
	ClF_5	रंगहीन द्रव	वर्ग पिरेमिडी

ये सभी सह संयोजक अणु होते हैं तथा प्रतिचुम्बकीय प्रकृति के होते हैं। ClF के अतिरिक्त (298 K पर गैस) ये सभी वाष्पशील ठोस या द्रव होते हैं। इनके भौतिक गुण अवयवी हैलोजनों के मध्यवर्ति होते हैं। इनके गलनांक क्वथनांक अपेक्षित मानों की अपेक्षा कुछ उच्च होते हैं।

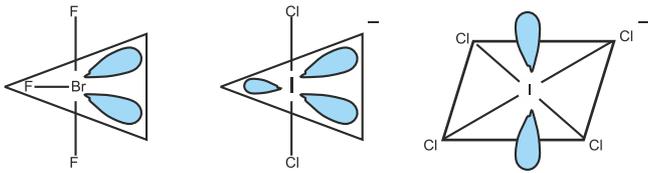
इनकी रासायनिक अभिक्रियाओं की तुलना पृथक अवयवी हैलोजनों से की जा सकती है। सामान्यतया अन्तराहैलोजन यौगिक हैलोजनों की तुलना में अधिक क्रियाशील होते हैं। इसका कारण अन्तराहैलोजनों के आबन्ध हैलोजनों के आबन्धों की तुलना में दुर्बल होते हैं। ये सभी जल

अपघटित होकर छोटे हैलोजनों के संगत हैलाइड आयन, और बड़े हैलोजन के संगत हाइपोहैलाइड, हैलाइट, हैलेट तथा पर हैलेट आयन देते हैं।



इनकी आण्विक संरचनाएँ बहुत रौचक होती हैं जिनकी व्याख्या "संयोजकता कोश इलेक्ट्रॉन युग्म प्रतिकर्षण सिद्धान्त (VSEPR)" से की जा सकती है।

उदाहरणार्थ BrF_3 , ICl_2 , ICl_4^- की संरचनाएँ निम्न प्रकार हैं—



उपयोग :-

- ये निर्जल विलायकों के रूप में उपयोग में लिये जाते हैं।
- फ्लुओरीन के अन्तराहैलोजन यौगिक फ्लुओरीकारक के रूप में प्रयुक्त किये जाते हैं। उदाहरणार्थ, ClF_3 तथा BrI_3 का उपयोग यूरेनियम ^{235}U के संवर्धन हेतु UF_6 के उत्पादन में किया जाता है—



वर्ग 18 के तत्व (Elements of Group 18)

वर्ग 18 में हीलियम, निऑन, आर्गन, क्रिप्टॉन, जीनॉन

सारणी (18)

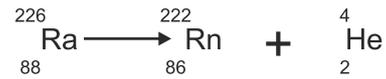
गुण	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Ra
परमाणु क्रमांक	2	10	18	36	54	86
परमाणु द्रव्यमान ($g\ mol^{-1}$)	4.00	20.18	39.95	83.80	131.30	222.00
इलेक्ट्रॉनिक विन्यास	$1s^2$	$[He] 2s^2 2p^6$	$[Ne] 3s^2 3p^6$	$[Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^6$	$[Kr] 4d^{10} 5s^2 5p^6$	$[Xe] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$
परमाणु त्रिज्या (pm)	120	160	190	200	200	—
आयनन एन्थैल्पी ($KJ\ mol^{-1}$)	2372	2080	1520	1351	1170	1037
इलेक्ट्रॉन बन्धुकता (KJ/mol^{-1})	48	116	96	96	77	68
घनत्व $g\ ml^{-1}$	1.8×10^{-4}	9.0×10^{-4}	1.8×10^{-3}	3.7×10^{-3}	3.7×10^{-3}	9.7×10^{-3}
गलनांक (K)	—	24.6	83.8	115.9	161.3	202
क्वथनांक (K)	4.2	27.1	87.2	119.7	119.7	211
उपलब्धता (आयनन %)	5.24×10^{-4}	1.82×10^{-3}	0.934	1.14×10^{-3}	1.14×10^{-6}	रेडियोधर्मी

तथा रेडॉन आते हैं। ये गैसों सामान्य तापों पर कोई अभिक्रिया प्रदर्शित नहीं करती हैं अतः इन्हें अक्रिय गैसें अथवा उत्कृष्ट गैसें कहते हैं। हालांकि अब जीनॉन एवं क्रिप्टॉन के अनेक यौगिक प्राप्त किये जा चुके हैं जिससे यह ज्ञात होता है कि ये पूर्णतः अक्रिय नहीं हैं। अतः अक्रिय के स्थान पर इन्हें उत्कृष्ट धातुओं (गोल्ड, प्लेटिनम) की तरह उत्कृष्ट गैसें कहा जाना अधिक उचित है।

उपलब्धता—

रेडॉन के अतिरिक्त अन्य सभी उत्कृष्ट गैसें वायुमण्डल में उपलब्ध हैं और शुष्क वायुमण्डल में आयतन के अनुसार इनकी उपलब्धता लगभग एक प्रतिशत है। इनमें मुख्य रूप से आर्गन पायी जाती है जो लगभग 0.93% होती है।

हीलियम तथा कभी-कभी नियॉन रेडियोधर्मी उत्पत्ति के खनीजों में पाए जाते हैं। जैसे पिचब्लैण्ड, मोनेजाइट, क्लीवाइट इत्यादि। हीलियम का प्रमुख स्रोत प्राकृतिक गैस है। जीनॉन तथा रेडॉन इस वर्ग के दुर्लभतम तत्व हैं। रेडियम (^{226}Ra) के विघटन उत्पाद के रूप में रेडॉन प्राप्त होती है—



निम्न सारणी में इनके सामान्य अभिलक्षण प्रदर्शित किये गये हैं—

इलेक्ट्रॉनिक विन्यास –

हीलियम के अतिरिक्त सभी उत्कृष्ट गैसों का सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ns^2np^6 है और हीलियम के लिए यह $1s^2$ होता है। इनका अष्टक पूर्ण होता है और इसी कारण ये अक्रिय स्वभाव की होती हैं।

आयनन एन्थैल्पी –

स्थायी (पूर्ण भरे) इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के कारण इन गैसों की आयनन एन्थैल्पी या ऊर्जा का मान बहुत उच्च होता है परन्तु वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर परमाण्विक आकार में वृद्धि होने के कारण यह कम होती जाती है।

परमाणु त्रिज्या –

परमाणु क्रमांक में वृद्धि के साथ-साथ वर्ग में नीचे की ओर परमाणु त्रिज्या में वृद्धि प्रेक्षित होती है। आन्तरिक d कोश भरे जाने के कारण आर्गन एवं क्रिप्टॉन परमाणु त्रिज्याओं में बहुत कम अन्तर है।

इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी –

स्थायी इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के कारण इन गैसों में इलेक्ट्रॉन ग्रहण करने की प्रवृत्ति नहीं पायी जाती है, अतः इनकी इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का मान उच्च धनात्मक होता है।

भौतिक गुण –

1. सभी उत्कृष्ट गैसों रंगहीन, गंधहीन एवं स्वादहीन होती हैं।
2. ये सभी गैसों एकल परमाण्विक होती हैं।
3. इनके परमाणुओं में परस्पर कोई अन्योन्यक्रियाएँ नहीं होने से इनके गलनांक- क्वथनांकों के मान बहुत न्यून होते हैं।
4. छोटे आकार के कारण हिलियम में कॉच, रबर तथा प्लास्टिक से विसरित हो जाने की असामान्य क्षमता होती है।
5. ये सभी जल में अल्प विलेय होती हैं।

रासायनिक गुण –

सामान्यतया उत्कृष्ट गैसों से सबसे कम क्रियाशील होती हैं जिसके कारण निम्नांकित हैं—

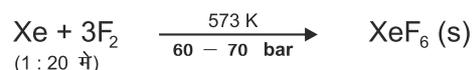
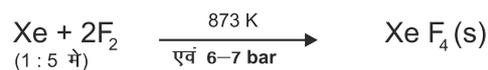
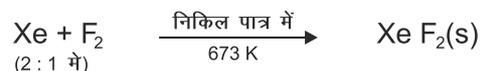
- (क) उत्कृष्ट गैसों के संयोजकता कोश (अष्टक) पूर्णभरित इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ns^2p^6 होता है [He में $1s^2$]।
- (ख) इनकी आयनन एन्थैल्पी बहुत उच्च होती है जिससे ये धनायन नहीं बना सकती, साथ ही इनमें इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी का मान अधिक धनात्मक होता है जो इन्हें ऋणायन नहीं बनाने देता है। इनकी खोज के समय से ही इनके यौगिक प्राप्त करने के

सतत प्रयास किये गये परन्तु सफलता नहीं मिल सकी। नील बर्टलेट ने 1962 में सर्व प्रथम जीनोंन के यौगिक को प्राप्त करने में सफलता प्राप्त की। ब्रिटिश कोलंबिया विश्वविद्यालय में उन्होंने पहले एक लाल रंग का यौगिक निर्मित किया से $O_2^+PtF_6^-$ सूत्र से प्रदर्शित किया जा सकता है। उन्होंने अनुभव किया की ऑक्सीजन अणु की प्रथम आयनन एन्थैल्पी (1175 KJ mol^{-1}) का मान जीनोंन (1170 KJ mol^{-1}) के लगभग तुल्य है अतः जीनोंन को भी उक्त प्रकार का यौगिक बनाना चाहिए। इस प्रयास में उन्होंने Xe^+ तथा PtF_6^- को मिलाकर एक दूसरा लाल रंग का यौगिक $Xe^+ PtF_6^-$ के विरचन में सफलता प्राप्त की। इस खोज के बाद जीनोंन के बहुत से यौगिक अधिक विद्युतऋणता वाले तत्व ऑक्सीजन एवं फ्लुओरीन के साथ संश्लेषित किये गये।

क्रिप्टॉन के बहुत कम यौगिक ज्ञात हैं जहाँ मुख्य रूप से क्रिप्टॉन डाइफ्लुओराइड (KrF_2) का विस्तृत अध्ययन किया गया है। रेडॉन के यौगिक का पृथक्करण नहीं हो पाया है परन्तु इनकी पहचान रेडियो ट्रेसर तकनीक द्वारा की गई है। आर्गन, नियॉन तथा हीलियम के कोई भी वास्तविक यौगिक ज्ञात नहीं है।

(क) जीनोंन-फ्लुओरीन यौगिक –

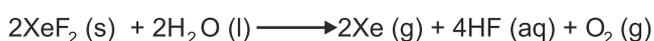
उचित प्रायोगिक परिस्थितियों में तत्वों की प्रत्यक्ष अभिक्रिया से जीनोंन के अनेक फ्लुओराइड प्राप्त किये गये। उदाहरणार्थ—



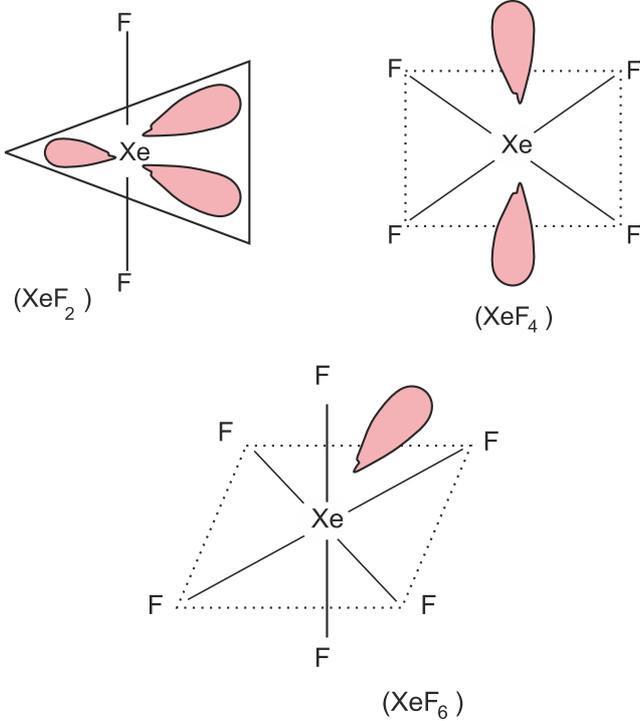
XeF_6 को XeF_4 तथा O_2F_2 की 143 K पर क्रिया से भी प्राप्त किया जा सकता है—



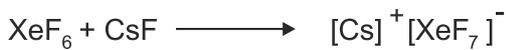
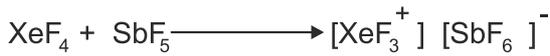
XeF_2 , XeF_4 तथा XeF_6 रंगहीन, क्रिस्टलीय ठोस पदार्थ हैं जो 298 K पर सरलता से उर्ध्वपातित हो जाते हैं। ये प्रबल फ्लुओरीकारक अभिकर्मक हैं। जल की थोड़ी सी उपस्थिति से भी इनका जल अपघटक हो जाता है। उदाहरणार्थ XeF_2 का जल अपघटन निम्न प्रकार हो जाता है—



जीनोंन फ्लुओराइडों की संरचनाएँ VSEPR सिद्धान्त के आधार पर स्पष्टतः समझाई जा सकती हैं, जहाँ XeF रेखीय, XeF₂ वर्ग समतलीय तथा XeF₆ विकृत अष्टफलकीय होते हैं। ये संरचनाएँ निम्न प्रकार हैं।



जीनोंन फ्लुओराइडों आयन ग्राही से अभिक्रिया कर धनायन स्पीशीज तथा फ्लुओराइड आयन दाता से अभिक्रिया करके फ्लुओरोऑक्सीजन बनाते हैं।



ख) जीनोंन-ऑक्सीजन के यौगिक-

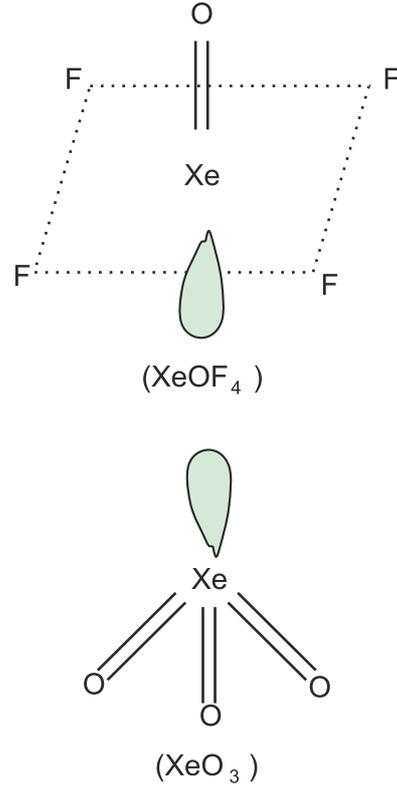
XeF₄ तथा XeF₆ के जल अपघटन से XeO₃ प्राप्त होता है।



XeF₆ के आंशिक जल अपघटन से ऑक्सीफ्लुओराइड XeOF₄ तथा XeO₂F₂ प्राप्त होते हैं।



XeO₃ एक रंगहीन विस्फोटक ठोस पदार्थ है जिसकी पिरैमिडी संरचना होती है। XeOF₄ एक रंगहीन वाष्पशील द्रव है जिसकी संरचना वर्गाकार समतलीय होती है जो निम्न प्रकार प्रदर्शित है।



उपयोग - हीलियम अज्वलशील तथा हल्की गैस है अतः इसका उपयोग मौसम प्रेक्षण में गुब्बारों में भरने के लिए किया जाता है। इसका उपयोग नाभिकीय रिएक्टरों में शीतलकारी के रूप में भी किया जाता है। द्रव हीलियम (4.2 K क्वथनांक) को निम्न ताप पर संचालित प्रयोगों के लिए निम्नतापीकारक के रूप में प्रयुक्त किया जाता है। हीलियम का उपयोग अतिचालक चुम्बक को उत्पन्न करने तथा उसका चुम्बकत्व बनाये रखने में भी किया जाता है। ये चुम्बक आधुनिक NMR स्पेक्ट्रोमीटर तथा आधुनिक चिकित्सीय अनुवाद प्रतिबिंब (MRI) तंत्र के रूप में प्रयुक्त किये जाते हैं। यह आधुनिक गोताखोरी में ऑक्सीजन के तनुकरण में भी उपयोग में ली जाती है क्योंकि इसकी रक्त में विलेयता बहुत कम होती है।

नियॉन का उपयोग विसर्जन लेम्प तथा प्रदीप्त बल्बों में विज्ञापनों के प्रदर्शन हेतु किया जाता है। नियॉन के बल्बों का उपयोग उद्यान तथा ग्रीन हाउस में किया जाता है।

आर्गन का उपयोग उच्च ताप धातु कर्मीय प्रक्रमों में अक्रिय वातावरण उत्पन्न करने के लिए किया जाता है। जीनॉन तथा क्रिस्टॉन के कोई विशेष उपयोग नहीं है। इनका उपयोग कुछ विशेष प्रकार के बल्ब बनाने में किया जाता है।

अभ्यास प्रश्न

बहुविकल्पीय प्रश्न (Multiple Choice Question)

- समूह 15 में से भूपर्पटी (Crustal Rocks) में सर्वाधिक प्रचुरता से पाया जाने वाला तत्व है—
(a)N (b)As (c)P (d)Sb
- जब HNO_3 धातुओं से अपचयित होता है भूरी गैस प्राप्त होती है।
(a) N_2O (b) N_2O_3 (c) NO_2 (d) NO
- वर्ग 15 के हाइड्राइडों में सबसे अधिक बन्धकोण का मान निम्न में से किसका होता है?
(a) NH_3 (b) PH_3 (c) AsH_3 (d) BiH_3
- सबसे दुर्बल हाइड्रोहैलिक अम्ल कौनसा है?
(a) HI (b) HBr (c) HF (d) HCl
- XeOF_2 की ज्यामिति निम्न में से कौनसी होती है—
(a) पिरैमिडी (b) T-आकृति
(c) अष्टफलकीय (d) चतुष्फलकीय
- निम्न में से किसकी आयनन एन्थैल्पी सर्वाधिक होती है?
(a)P (b)N (c)As (d)Sb
- निम्न में से कौनसा ऑक्साइड प्रबल अम्लीय स्वभाव है?
(a) P_4O_{10} (b) SO_3 (c) Cl_2O_7 (d) Al_2O_3
- निम्न में से किस ऑक्सीअम्ल की अम्लीय प्रकृति सर्वाधिक होती है?
(a) HClO_4 (b) HClO_3 (c) HClO_2 (d) HClO
- हास्य गैस निम्न में से किसे कहा जाता है?
(a) नाइट्रोजन ऑक्साइड (b) नाइट्रिक ऑक्साइड
(c) नाइट्रोजन ट्राइऑक्साइड
(d) नाइट्रोजन पेन्टा ऑक्साइड
- कौनसा हेलोजन में उच्चतम इलेक्ट्रॉन बन्धुकता होती है
(a)F (b)Cl (c)Br (d)I

उत्तर — 1 (a), 2 (c), 3 (a), 4 (c), 5 (b),
6 (b), 7 (c), 8 (a), 9 (a), 10 (b)

अतिलघुउत्तरात्मक —

- ट्राइहालाइडों से पेन्टाहालाइड अधिक सहसंयोजी क्यों होते हैं?
- वर्ग 15 के तत्वों के हाइड्राइडों में BiH_3 सबसे प्रबल

अपचायक क्यों है?

- N_2 सबसे कमरे के ताप पर कम क्रियाशील क्यों है?
- Cu^{2+} विलयन के साथ अमोनिया कैसे क्रिया करती है?
- N_2O_5 सबसे में नाइट्रोजन की सहसंयोजकता क्या है?
- क्या होता है, जब PCl_5 को गर्म करते हैं?
- PCl_5 की भारी पानी में जल अपघटन अभिक्रिया का संतुलित समीकरण लिखिए।
- H_3PO_4 विलयन की क्षारकता क्या है?
- क्या होता है जब H_3PO_4 को गरम करते हैं?
- H_2O एक द्रव तथा H_2S गैस क्यों है?
- O_3 एक प्रबल ऑक्सीकारक की तरह क्यों क्रिया करती है?
- जल में H_2SO_4 के लिए $K_{a2} \ll K_{a1}$ क्यों है?
- उन दो विषैली गैसों के नाम बताइए जो क्लोरीन गैस से बनाई जाती है।
- I_2 से ICl अधिक क्रियाशील क्यों है?
- हीलियम को गोताखोरी के उपकरणों में उपयोग क्यों किया जाता है?
- निम्नलिखित समीकरण को संतुलित कीजिए—
 $\text{XeF}_6 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{XeO}_2\text{F}_2 + \text{HF}$
- रेडॉन के रसायन का अध्ययन करना कठिन क्यों था?
- NO_2 तथा N_2O_5 के अनुनादी संरचनाओं के लिखिए।
- $\text{R}_3\text{P}=\text{O}$ पाया जाता है, जबकि $\text{R}_3\text{N}=\text{O}$ नहीं क्यों (R = ऐल्किल समूह) ?
- समझाइये क्यों NH_3 क्षारीय है जबकि BiH_3 तथा केवल दुर्बल क्षारक हैं
- H_3PO_3 की असामानुपात अभिक्रिया दीजिए।
- क्या PCl_5 ऑक्सीकारक और अपचायक दोनों कार्य कर सकता है? तर्क दीजिए।
- कौन से एरोसाल्स ओजोन का क्षरण करते हैं।
- संस्पर्श प्रक्रम द्वारा H_2SO_4 के उत्पादन का वर्णन कीजिए।
- SO_2 किस प्रकार एक वायु प्रदुषण है?

26. हैलोजन प्रबल ऑक्सीकारक क्यों होते हैं?
27. ClO_2 के दो उपयोग लिखिए।
28. हैलोजन रंगीन क्यों होते हैं?
29. जल के साथ F_2 तथा Cl_2 की अभिक्रिया लिखिए।
30. उत्कृष्ट गैसों के परमाण्विक आकार तुलनात्मक रूप से बड़े क्यों होते हैं?

लघुउत्तरात्मक –

1. अमोनिया की लब्धि को बढ़ाने के लिए आवश्यक स्थितियों का वर्णन कीजिए?
2. PH_3 से PH_4^+ का आबंध कोण अधिक है, क्यों?
3. क्या होता है, जब श्वेत फॉस्फोरस को CO_2 के अक्रिया वातावरण में सांद्र कार्बिक सोडा विलयन के साथ गर्म करते हैं?
4. सल्फर के महत्वपूर्ण स्रोतों को सूचिबद्ध कीजिए।
5. वर्ग 16 के तत्वों के हाइड्राइडों के तापीय स्थायित्व के क्रम को लिखिए।
6. निम्नलिखित में से कौन सा तत्व ऑक्सीजन के साथ सीधे अभिक्रिया नहीं करता?

Zn, Ti, Pt, Fe

7. निम्नलिखित अभिक्रियाओं को पूर्ण कीजिए।

$$\text{C}_2\text{H}_4 + \text{O}_2 \longrightarrow$$

$$4\text{Al} + 3\text{O}_2 \longrightarrow$$
8. O_3 का मात्रात्मक आकलन कैसे किया जाता है?
9. तब क्या होता है जब सल्फर डाइऑक्साइड को Fe(III) लवण के जलीय विलयन में से प्रवाहित करते हैं?
10. दो S-O आबंधों की प्रकृति पर टिप्पणी कीजिए जो SO_2 अणु बनाते हैं क्या SO_2 अणु के ये दोनों S-O आबंध समतुल्य हैं।
11. उन तीन क्षेत्रों का उल्लेख कीजिए जिनमें H_2SO_4 महत्वपूर्ण भूमिका निभाता है?
12. संस्पर्श प्रक्रम द्वारा H_2SO_4 की मात्रा में वृद्धि करने के लिए आवश्यक परिस्थितियों को लिखिए।
13. आबंध वियोजन एन्थैल्पी, इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी तथा जलयोजन एन्थैल्पी जैसे प्राचलों को महत्व देते हुए F_2 तथा Cl_2 की ऑक्सीकारक क्षमता की तुलना कीजिए।
14. दो उदाहरणों द्वारा फ्लुओरीन के असामान्य व्यवहार

को दर्शाइए।

15. समुद्र कुछ हैलोजन का मुख्य स्रोत है, टिप्पणी कीजिए।
16. Cl_2 की गर्म तथा सांद्र NaOH के साथ अभिक्रिया की संतुलित रासायनिक समीकरण लिखिए। क्या यह अभिक्रिया असमानुपात अभिक्रिया है? औचित्य बतलाइए।
17. नाइट्रोजन की क्रियाशीलता फॉस्फोरस से भिन्न क्यों है?
18. वर्ग 15 के तत्वों की रासायनिक क्रियाशीलता की प्रवृत्ति की विवेचन कीजिए।
19. NH_3 हाइड्रोजन बंध बनाती है। परन्तु PH_3 नहीं बनाती क्यों?
20. प्रयोगशाला में नाइट्रोजन कैसे बनाते हैं? संपन्न होने वाली अभिक्रिया के रायनिक समीकरणों को लिखिए।
21. अमोनिया का औद्योगिक उत्पादन कैसे किया जाता है?
22. उदाहरण देकर समझाइए कि कॉपर धातु HNO_3 के साथ अभिक्रिया करके किस प्रकार भिन्न उत्पाद दे सकती है?
23. HNH कोण का मान HPH, HAsH और HSbH कोणों की अपेक्षा अधिक क्यों है?
24. नाइट्रोजन द्विपरमाणु अणु के रूप में पाया जाता है तथा फॉस्फोरस P_4 के रूप में क्यों?
25. श्वेत फॉस्फोरस तथा लाल फॉस्फोरस के गुणों की मुख्य भिन्नताओं को लिखिए।
26. फॉस्फोरस की तुलना में नाइट्रोजन श्रृंखलन गुणों को कम प्रदर्शित करता है, क्यों?
27. O, S, Se, Te तथा Po तथा इलेक्ट्रानिक विन्यास, ऑक्सीकरण तथा हाइड्राइड निर्माण के सदर्भ में आवर्त सारण के एक ही वर्ग में रखने का तर्क दीजिए।
28. क्यों डाइऑक्सीजन एक गैस है, जबकि सल्फर एक ठोस।
29. यदि $\text{O} \longrightarrow \text{O}^-$ तथा $\text{O} \longrightarrow \text{O}^{2-}$ के इलेक्ट्रॉन लब्धि एन्थैल्पी मान पता हो, जो क्रमशः 141 तथा 702kJ mol^{-1} है। आप कैसे स्पष्ट कर सकते हैं कि O^{2-} स्पीशीज वाले ऑक्साइड अधिक बनते हैं न कि O^- वाले?

(संकेत-यौगिकों के बनने में जालक ऊर्जा कारक को

- ध्यान में रखिए)
30. स्पष्ट कीजिए कि क्यों लगभग एक सामन विद्युत्ऋणात्मकता होने के पश्चात् भी नाइट्रोजन हाइड्रोजन आबंध निर्मित करता है, जबकि क्लोरीन नहीं।
31. आप HCl से Cl₂ तथा Cl₂ से HCl से कैसे प्राप्त करेंगे? केवल अभिक्रिया लिखिए।
32. एन-बार्टलेट Xe तथा PtF₆ के बीच अभिक्रिया कराने के लिए कैसे प्रेरित हुए?
33. निम्नलिखित में फॉस्फोरस की ऑक्सीजन अवस्थाएँ क्या हैं?
 1) H₃PO₃ 2) PCl₃ 3) Ca₃P₂
 4) Na₃PO₄ 5) POF₃
34. निम्नलिखित के लिए संतुलित समीकरण दीजिए।
 (i) जब NaCl को MnO₂ की उपस्थिति में सांद्र सल्फ्यूरिक अम्ल के साथ गरम किया जाता है।
 (ii) जब क्लोरिन गैस को NaI के जलीय विलयन में से प्रवाहित किया जाता है।
35. जीजॉन फ्लुओराइड XeF₂, XeF₄ तथा XeF₆ कैसे बनाए किया जाता है।
36. किस उदासीन अणु के साथ ClO⁻, समइलेक्ट्रानी है? क्या एक अणु लुइस क्षारक है?
37. निम्नलिखित में कौन सा एक अस्तित्व में नहीं है?
 1) XeOF₄ 2) NeF₂
 3) XeF₂ 4) XeF₆
38. उस उत्कृष्ट गैस स्पीशीज का सूत्र देकर संरचना की व्याख्या कीजिए जो कि इनके साथ समसंरचनीय है—
 1) ICl₄⁻ 2) IBr₂⁻ 3) BrO₃⁻
39. निऑन तथा ऑर्गन गैसों के उपयोग सूचीबद्ध कीजिए।

निबन्धात्मक

- वर्ग 15 के तत्त्वों के सामान्य गुणधर्मों को उनके इलेक्ट्रॉनिक विन्यास, ऑक्सीकरण अवस्था परमाण्विक आकार आयनन एन्थैल्पी तथा विद्युत्ऋणात्मकता के संदर्भ में विवेचना कीजिए।
- निम्नलिखित प्रत्येक समुच्चय को सामने लिखे गुणों के अनुसार सही क्रम में व्यवस्थित कीजिए।
 (i) F₂ Cl₂ Br₂ I₂ आबंध वियोजन एन्थैल्पी बढ़ते क्रम में।
 (ii) HF, HCl, HBr, HI - अम्ल सामर्थ्य बढ़ते क्रम में।
 (iii) NH₃ PH₃ AsH₃ SbH₃ BiH₃ क्षारक सामर्थ्य बढ़ते क्रम में।