20

p-ब्लॉक के तत्व और उनके यौगिक-II

वर्ग 13, 14 और 15 के तत्वों के रासायनिक गुणधर्मों के बारे में आप पाठ 19 में पढ़ चुके हैं। इस पाठ में हम वर्ग 16, 17 और 18 के तत्वों के रासायनिक गुणधर्मों के बारे में विचार करेंगे।

उद्देश्य

इस पाठ को पढ़ने के बाद आप, कर सकेंगे:

- वर्ग 16, 17, 18 के तत्वों के सामान्य गुणधर्मो का वर्णन
- ऑक्साइडों का अम्लीय, क्षारीय और उभयधर्मी वर्गीकरण;
- सल्फर के अपररूपों का सल्फर आक्साइड के विरचन की विधि गुणधर्म और उपयोग का अध्ययन करना।
- सलफ्यूरिक अम्ल के निर्माण का वर्णन;
- ओजोन की विरचन, गुणधर्मों और उपयोगों का का वर्णन करना
- हाइड्रोजन हैलाइडों (HF, HCl) के अभिलक्षणों को याद;
- क्लोरीन के ऑक्साइड और ऑक्सीअम्लों को सूचीबद्ध;
- क्लोरीन के ऑक्सीअम्लों के अम्लीयता की तुलना;
- अंतरा-हैलोजन यौगिकों के सामान्य आण्विक सूत्र लिख सकेंगे;
- अंतरा-हैलोजन यौगिकों की संरचना का उल्लेख;
- कुछ क्लोरोफ्लोरोकार्बनों को सूचीबद्ध करना और उनके उपयोग और पर्यावरण पर प्रभाव को स्पष्ट करना;

- उत्कृष्ट गैसों की अक्रियाशीलता को स्पष्ट करना;
- जीनान फ्लोराइडों और ऑक्साइडों की विरचन को याद करना; और
- XeF_2, XeF_4, XeF_6, XeO_3 और XeO_4 की संरचनाओं को चित्र के द्वारा समझाना;

20.1 वर्ग 16 के तत्वों के कुछ सामान्य अभिलाणिक गुणधर्म

वर्ग 16 के तत्व भी आवर्त वर्ग में परमाणु क्रमांक के बढ़ने पर धात्विक से अधात्विक गुणधर्मो में सामान्य उतार चढ़ाव दर्शाते हैं। आक्सीजन और सल्फर अधात्विक सैलीनियम और टैलुरीयम अर्धचालक और पोलोनियम धात्विक होते हैं।

ये तत्व रासायनिक संयोजन में भाग लेते हैं और दो इलेक्ट्रान ग्रहण करके अपना अष्टक पूर्ण करते है और दो संयोजक आयन पोलानियम के अतिरिक्त जो कि अत्यधिक धात्विक है बनाते है उदाहरण O^{2-}, S^{2-} ये दो सहसंयोजक आंवध बनाते हैं उदाहरण के लिए हाइड्राइड, H_2O, H_2Se, H_2Te और H_2PO

इस वर्ग के दो भारी तत्व 4^- संयोजक कैटायन (धनायन) M^{4+} बना सकते हैं (निष्क्रिय युग्म प्रभाव) उदाहरण के लिए यहाँ पर प्रमाण हैं कि $T_2^{4+}TlO_2$ में और PO^{4+} आयन P_0O_2 और सल्फेट $PO(SO_4)_2$ में उपस्थित होता है।

क्योंकि सल्फर सैलीनियम, टैलुरीनियम और पोलोनियम में खाली d– कोष होतें है इसलिए इन्हें बिना ऊर्जा में अधिक परिवर्तन प्रयोग में लाया जा सकता है ये सहसंयोजक आंवध बनाने के योग्य होते हैं जिनमें इलेक्ट्रान का अष्टम फैल जाता है उदाहरण के लिए सल्फर की संयोजकता क्रमशः H_2S में दो, SCl_4 में चार और SF_6 में छः होती है। सामान्यतः आक्सीजन आवर्त सारणी में अन्य प्रथम पक्ति के तत्वों से समानता रखती है और अष्टक को फैला नहीं सकती है।

ऑक्सीजन अनिरंतर अणुओं के रुप में मिलती है। एक द्वि आंवध दो आक्सीजन के परमाणुओं (o = o) जोड़ता है। इस वर्ग के अन्य परमाणु अपने आप में बहुआंवध नहीं बनाते हैं और विशेष रुप में सल्फर श्रखंलन के गुणधर्म दर्शाती है, प्रंकुचित S_6 वलय विषमतयाक्ष और एकनताक्ष सल्फर में मिलता है।

सैलीनियम भी दो रुपो विषमतंयाक्ष और एकनतांक्ष में पाया जाता हैं जिसमें Se_8 वलय उपस्थित होता है। लेकिन ये रुप शीघ्र ही धात्विक रुप में परिवर्तित हो जाते हैं जो कि स्लैटी सैलीनियम कहते हैं। जितनी की जानकारी है टैलुरीयम की स्लैटी सैलीनियम की एक रुप होता है। पोलोनियम धात्विक होता है।

सारणी 20.1 वर्ग 16 के तत्वों के भौतिक गुणधर्म

तत्व	परमाणु संख्या	इलेक्ट्रॉनिक विन्यास	परमाणु त्रिज्या	आयनिक त्रिज्या	M.P. /°C	B.P. /°C
O	8	2.6 $Ls^2 2s^2 2p^4$	0·074	0.140	–218	–183
S	16	2.8.6 $....2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	0.104	0.184	119*	445
Se	34	2.8.18.6 $....3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$	0·117	0.198	217**	685
Te	52	2.8.18.18.6 $....4s^2 4_p{}^6 4d^{10} 5s^2 5p^4$	0.137	0·221	450	990
Po	84	2.8.18.32.18.6 $.... 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p4$	0.140		254	960

* मोनोक्लीनिक सल्फर के लिए

** भूरा सेलेनियम के लिए

उपलब्धता

लगभग 21% आक्सीजन आयतन के रुप में (23% द्रव्यमान) वायुमंडल में पायी जाती है। अधिक कठिन प्रक्रम प्रकाशसश्लेषण के कारण यह प्रतिशत स्थिर होती है। यह तत्व पृथ्वी की परत और पानी में क्रमशः लगभग द्रव्यमान के रुप में 50 प्रतिशत और 89 प्रतिशत होता है। यह जीवन के लिए अत्यन्त आवश्यक होती है और इसका महत्व श्वसन और ज्वलन प्रक्रमों में होता है। पानी में कम विलेय होती है लेकिन समुद्री जीवन में सहायता करने के लिए काफी विलेय होती है।

डाईआक्सीजन

डाईआक्सीजन का विरचन

1. क्लोटेंटो, नाइट्रेटो और परमेग्नेटो गर्म करने पर

$$2KC1O_3 + (MnO_2) \rightarrow 2KC1 + 3O_2 + (MnO_2)$$

$$2KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$$

$$2Pb(NO_3)_2 \rightarrow 2PbO + 4NO_2 + O_2$$

2. धात्विक आक्साइड़ो को गर्म करने पर

$$2HgO \rightarrow 2Hg + O_2$$

$$2Pb_3O_4 \rightarrow 6PbO + O_2$$

$$2Ag_2O \rightarrow 4Ag + O_2$$

3. विरंजक चूर्ण की हाइड्रोजन परआक्साइड पर अभिक्रिया करने पर

$$Ca(OCl)_2 \rightarrow 2H_2O_2 \rightarrow CaCl_2 + 2H_2O + 2O_2$$

4. पौटैशियम डाईक्रोमेट और पोटैशियम परमेग्नेट पर गर्म और सांड सल्फयूरिक अम्ल की अभिक्रिया करने पर

$$2K_2Cr_2O_7 + 8H_2SO_4 \rightarrow 2K_2SO_4 + 2Cr_2(SO_4)_3 + 8H_2O + 3O_2$$

5. सोडियम परआक्साइड पर पानी की अभिक्रिया से

$$2Na_2O_2 + 2H_2O \rightarrow 4NaOH + O_2$$

ऑक्सीजन का निर्माण

(1) पानी के विद्युत अपघटन से-जहाँ पर विद्युत अपघटन सस्ता होता है। वहाँ पर आक्सीजन का निर्माण आसानी से पानी के विद्युत अपघटन किया जाता है। अपघटन आयरन के वर्तन में करते हैं। जिसमें कास्टिक सोड़ा का विलयन या अम्लीय पानी होता है। आयरन या निकैल के इलेक्ट्राड और 1000 एम्पीयर की धारा का प्रयोग होता है। आक्सीजन ऐनोड पर हाइड्रोजन कैथोड पर निकलती है। आक्सीजन और हाइड्रोजन को मिश्रण को रोकने के लिए छिद्रित डायाफ्राम का प्रयोग होता है।

2. हवा से- जब बेरियम आक्साइड के लगभग 500°C तक गर्म किया जाता है। यह आक्सीजन के साथ सयुक्त होकर वेरियम परआक्साइड BaO_2 बन जाता है।

तापमान को 800°C से ऊपर बढ़ाने पर यह वियोजित हो जाता है और वेरियम आक्साइड तथा आक्सीजन देता है।

$2BaO + O_2 \rightarrow 2BaO_2$ (लगभग 500°C)

$2BaO_2 \rightarrow 2BaO + O_2$ (लगभग 800°C)

इसका निर्माण द्रवीयकरण हवा से भी होता है क्योंकि नाइट्रोजन और आक्सीजन के क्वथनांक में 13.5°C का अंतर होता है। आक्सीजन का क्वथनांक –182.5°C जब कि नाइट्रोजन का –195°C । दोनों को प्रभागी आसवन द्वारा पृथक लिये यह अंतर काफी है।

गुणधर्म

आक्सीजन रंगहीन स्वादहीन और गंधहीन गैस होती है। द्रवीय आक्सीजन पीली नीली होती है और इसका क्वथनाक 182.5°C और विशेष गुरुत्व –210°C पर 1.2386 होता है। द्रव –218.4°C ठंडा करने पर हल्के नीले ठोस में बदल जाता है। यह पानी में विलेय होती है जो जलीय जीवन के लिए आवश्यक होती है। आक्सीजन अणु प्रतिचुम्बकीय होती है और चुम्बक की तरफ आकर्षित होती है।

रासायनिक गुणधर्म आक्सीकरण अभिक्रियाए

आक्सीजन की हवा में पदार्थो को जलाने या दहन करने में मुख्यत: आवश्यकता होती है। शुद्ध आक्सीजन में दहन शीघ्र होता है। आणविक आक्सीजन अधिकतर तत्वों के साथ निष्क्रिय गैसों, हैलोजनों स्वर्ण और प्लेटिनियम के अतिरिक्त सीधेतौर संयुक्त हो जाती है। जलीय विलयन में यह अच्छा आक्सीकारक अभिकर्मक होता है और सीधेतौर पर Cv^{2+}, Fe^{2+} So^{2-}_{3} V^{2+} और $T1^{3+}$ आयनों का आक्सीकरण कर देती है। यह कुछ पदार्थो का सामान्य तापमान कुद का उच्च तापमान और कुछ को उत्प्रेरक की उपस्थिति में आक्सीकरण कर देती है।

(i) सामान्य तापमान पर-फास्फोरस कक्षीय तापमान पर आक्सीजन से अभिक्रिया करके फास्फोरस पेन्टाआक्साइड बनाता है। क्षार और क्षारीय मृदा धातु का आक्सीकरण और आयरन पर जंग एक सामान्य तापमान पर होता है। नाइट्रिक आक्साइड आक्सीजन से शीघ्रता से सयुक्त होकर डाईआक्साइड देती है।

$$4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$$

$$4Na + O_2 \rightarrow 2Na_2O$$

$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$

आणविक आक्सीजन की एक महत्वपूर्ण अभिक्रिया श्वसन की आक्सीजन और प्रोटीन हीमोग्लोविन के बीच में शरीर के तापमान पर होती है।

(ii) **उच्च तापमान पर**- उच्च तापमान यह लगभग सभी तत्वों से संयुक्त होकर यौगिक बनाती है और बहुत ऊर्जा निकलती है। इस प्रकार द्विअगी यौगिक प्राप्त होते है। आक्साइड कहलाते है।

$$3Fe + 2O_2 \rightarrow Fe_3O_4$$

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$$

$$2C_2H_2 + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 + 2H_2O$$

$$2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2$$

$$C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$$

उपयोग

(i) अधिक तापमान ज्वाला बनाने में उदाहरण के लिए

ऑक्सी हाइड्रोजन ज्वाला = 2400°–2800°C
ऑक्सी कोल गैस ज्वाला = 2200°–2400°C
ऑक्सी एसीटिलीन ज्वाला = 3100°–3300°C

आक्सी एसीटिलीन ज्वाला हाइड्रोजन उत्पन्न करती है जो कि वेल्डिग और काटने के समय धातुओं के आक्सीकरण को रोकती है।

$$C_2H_2 + O_2 \rightarrow 2CO + H_2$$

(ii) औषधियों में –ऑक्सीजन कृत्रिम श्वसन के लिए दी जाती है।

(iii) आयरन और स्टील उद्योगों मे–वायु में आक्सीजन मिलाकर भटटी का तापमान बढ़ा देते हैं जो कि आयरन और स्टील बनाने के लिए आवश्यक होता है।

(iv) राकेट के ईधन के रुप में इसका द्रव आक्सीजन का उपयोग होता है।

(v) इसका उपयोग विरंजक के रुप में भी होता है।

(vi) आक्सीजन का उपयोग प्रयोगशाला और उद्योगों में आक्सीकारक आर्यकर्मक के रुप में होता है।

20.2 ऑक्सीजन और सल्फर

ऑक्सीजन और सल्फर आवर्त सारणी के वर्ग 16 के दो प्रथम सदस्य हैं।

इस भाग में आप ऑक्सीजन और सल्फर के कुछ यौगिकों के बारे में पढ़ेंगे, इसमें पर्यावरण में महत्त्वपूर्ण ओजोन और औद्योगिक रूप से महत्त्वपूर्ण सल्फ्यूरिक अम्ल शामिल हैं।

20.2.1 ऑक्साइडों का वर्गीकरण

ऑक्सीजन और अन्य तत्वों (धातुएँ या अधातुएँ) के द्वि–आबंध यौगिकों को ऑक्साइड कहते हैं। ऑक्साइड स्वभाव को समझकर उस तत्व, जो ऑक्साइड बनाता है, के स्वभाव के बारे में संकेत मिलता है। ऑक्साइडों के अम्लीय तथा क्षारीय व्यवहार पर निर्भर करते हुए इन्हें निम्नलिखित श्रेणियों में वर्गीकृत किया जा सकता है:

(1) अम्लीय ऑक्साइड

(2) क्षारीय ऑक्साइड

(3) उभयधर्मी ऑक्साइड

(4) उदासीन ऑक्साइड

(1) अम्लीय ऑक्साइड : अम्लीय ऑक्साइड समान्यतया अधातुओं द्वारा और कुछ उच्च आक्सीकरण अवस्था की धातुओं द्वारा बनाए जाते हैं। कुछ अम्लीय ऑक्साइडों के उदाहरण CO_2, SO_2, N_2O_5, P_4O_{10}, Cl_2O_7, Mn_2O_7, आदि हैं। ये ऑक्साइड पानी के साथ संयुक्त होकर अम्ल बनाते हैं जबकि क्षारों के साथ वे लवण और पानी बनाते हैं

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$$

$$SO_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SO_3 + H_2O$$

किन्तु कुछ ऑक्साइड पानी से अभिक्रिया करके अम्ल नहीं बनाते हैं लेकिन क्षारों से अभिक्रिया करके लवण और पानी बनाते हैं

$$SiO_2 + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2SiO_3 + H_2O$$

सोडियम सिलिकेट

(2) क्षारीय ऑक्साइड : धातुएँ ऑक्सीजन के साथ संयुक्त होकर क्षारीय ऑक्साइड बनाती हैं। क्षारीय ऑक्साइड अम्ल से अभिक्रिया करके लवण और पानी बनाते हैं

$$FeO + H_2SO_4 \longrightarrow FeSO_4 + H_2O$$

$$CuO + 2HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2O$$

1 और 2 के धातुओं के ऑक्साइड पानी से अभिक्रिया करके हाइड्रॉक्साइड बनाते हैं जिन्हें क्षार कहते हैं

$$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$$

(3) उभयधर्मी ऑक्साइड : अधिकतर धात्विक ऑक्साइड क्षारीय ऑक्साइड होते हैं। लेकिन कुछ धात्विक ऑक्साइड अम्लीय और क्षारीय दोनों अभिलक्षण दर्शाते हैं, अर्थात यह अम्ल और क्षारों दोनों से अभिक्रिया करके लवण और पानी बनाते हैं। ऐसे ऑक्साइडों को उभयधर्मी ऑक्साइड कहते हैं। जिंक, ऐलुमिनियम, काँच और टिन के ऑक्साइड उभयधर्मी होते हैं।

$$ZnO + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2O$$

$$ZnO + 2NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$$

सोडियम जिंकेट

$$Al_2O_3 + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$$

$$Al_2O_3 + 2NaOH \longrightarrow 2NaAlO_2 + H_2O$$

सोडियम ऐलुमिनेट

(4) उदासीन ऑक्साइड : ये ऑक्साइड ना तो अम्लीय और ना ही क्षारीय होते हैं। कार्बन मोनो ऑक्साइड (CO), नाइट्रिक ऑक्साइड (NO), नाइट्रस ऑक्साइड (N_2O) ,आदि उदाहरण हैं।

पाठगत प्रश्न 20.1

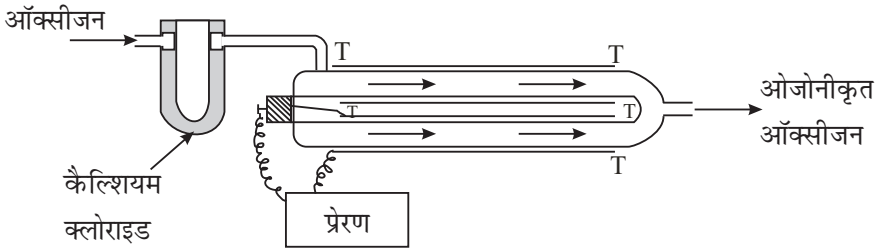
1. प्रत्येक अम्लीय, क्षारीय और उभयधर्मी ऑक्साइडों का एक उदाहरण दीजिए।
2. निम्नलिखित आक्साइडों को अम्लीय, क्षारीय व उभयधर्मी आक्साइडों में वर्गीकृत कीजिए : K_2O, SiO_2, SO_2, FeO, Al_2O_3, ZnO, CrO_3.
3. ZnO उभयधर्मी स्वभाव को दर्शाने के लिए समीकरण दीजिए।
4. जब वर्ग 1 व 2 के तत्वों के ऑक्साइड अम्ल से अभिक्रिया करते हैं तो बनने वाले यौगिक का नाम बतलाइए।

20.3 ओजोन

ओजोन ऑक्सीजन का अपररूप है। आपको मीडिया के द्वारा सीखाना होगा कि ऊपरी वायुमण्डल में ओजोन की परत का अवक्षय के पर्यावरण पर प्रभाव का कारण है। अब हम ओजोन के विरचन, गुणधर्मों, महत्व और उपयोगों के बारे में पढ़ेंगे।

ओजोन उच्च वोल्टाज वैद्युत अधिष्ठापन के आस-पास बनती है। अल्प मात्रा में ओजोन कार्बनिक पदार्थों के क्षय के द्वारा जंगलों में बनती है। औद्योगिक रूप से ओजोन सीमेन ओजोनाइजर के द्वारा बनायी जाती है।

सीमेन ओजोनाइजर : इस उपकरण में वैद्युत क्षेत्र उत्पन्न करने के लिए धातु इलेक्ट्रोडों का उपयोग होता है। एक सिरे पर दो समाक्ष कांच की नलियों को साथ-साथ संगलित करते हैं। बाहरी नली में ऑक्सीजन या वायु के लिए एक प्रवेश द्वार होता है और एक ओजोन (ऑक्सीजन और वायु के साथ) निकास द्वार होता है। आंतरिक नली के आंतरिक किनारे पर और बाह्य नली के बाह्य किनारे पर वगपन्नी (टिन पन्नी) (T) का कवच होता है। इनको प्रेरण कुंडली या उच्च वोल्टाज ट्रांसफार्मर के सिरों से जोड़ दिया जाता है।

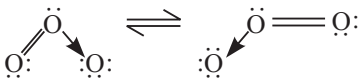


चित्र. 20.1 : *सीमेन ओजोनाइजर*

शुद्ध सूखी और ठंडी ऑक्सीजन या वायु धीमी धारा में प्रवेश द्वार से प्रवाहित करते हैं। विद्युत ऊर्जा का अवशोषण होता है और लगभग 5 से 10 प्रतिशत ऑक्सीजन का ओजोन में रूपान्तरण हो जाता है।

सभी रबर और कार्क के पुर्जों का त्याग किया जाता है क्योंकि ओजोन की इन पदार्थों पर क्षयकारी क्रिया होती है।

ओजोन की संरचना : ओजोन (V) के आकार का अणु होता है। केन्द्रीय O परमाणु आबंध के लिए sp^2 संकर का उपयोग करती है। ओजोन की संरचना का उल्लेख निम्नलिखित दो संरचनाओं के अनुनाद संकर के रूप में किया जा सकता है (ऑक्सीजन-ऑक्सीजन आबंध की लम्बाई 128 pm और आबंध कोण 117°)।



ओजोन के गुणधर्म

(a) **भौतिक :** ओजोन हल्के नीले रंग की गैस होती है जोकि 161 K पर नीले द्रव में परिवर्तित

हो जाती है। 80K पर बैंगनी ब्लैक यह हिमीभूत होकर बैंगनी रंग का ठोस बन जाती है। यह पानी में ऑक्सीजन से 10 गुना ज्यादा घुलनशील होती है।

(b) **रासायनिक :** ओजोन का मुख्य अभिलक्षण है कि यह अस्थाई होती है और यह नवजात ऑक्सीजन के साथ ऊर्जा देती है। इसकी अभिक्रियाएँ हाइड्रोजन परॉक्साइड की अभिक्रियाओं के समानांतर होती हैं।

1. *उत्प्रेरित अपघटन :* जलीय विलयन में रखने पर अपघटित हो जाती है। 373 K पर ओजोन अति शीघ्र अपघटित हो जाती है। क्लोरीन, ब्रोमीन, नाइट्रोजन पेन्टॉक्साइड और अन्य अम्लीय ऑक्साइड और संक्रमण धातुओं के ऑक्साइड की उपस्थिति में यह साधारण तापमान पर भी अपघटित हो जाती है।

$$2O_3 \rightarrow 3O_2.$$

2. *ऑक्सीजन गुणधर्म :* ओजोन अपचायकों की उपस्थिति में सक्रिय ऑक्सीजन परमाणु को समीकरण के अनुसार देती है

$$O_3 \rightarrow O_2 + O$$

अधिकतर अभिक्रियाओं में, ओजोन से अपचयन उत्पादन के रूप में ऑक्सीजन गैस मुक्त होती है।

(i) यह काले लैड सल्फाइड को सफेद लैड सल्फेट में ऑक्सीकृत करती है

$$4O_3 + PbS \rightarrow PbSO_4 + 4O_2$$

(ii) ओजोन अम्लीकृत फेरस सल्फेट को फैरिक सल्फेट में ऑक्सीकृत करती है

$$O_3 + 2FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2O + O_2$$

(iii) ओजोन नम सल्फर को सल्फ्यूरिक अम्ल तथा फॉस्फोरस को फॉस्फोरिक अम्ल में आक्सीकृत करती है

$$3O_3 + S + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + 3O_2$$

$$5O_3 + 2P + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4 + 5O_2$$

(iv) *ओजोन पारे की पूँछ देती है :* साधारणतया पारा काँच पर नहीं चिपकता परंतु यदि इसे ओजोन से अनावरित (exposed) किया जाए तो यह अपना उत्तल मैनिस्कल खो देता है तथा यह काँच की सतह पर बहुत ही महीन एवं छोटी-छोटी बूंदों के अंश या पूंछ छोड़ देता है। ऐसा अनुमान लगाया जाता है कि यह मरक्यूरस ऑक्साइड के अवांछित अणुओं के बनने के कारण होता है जो केवल सतह को ही प्रभावित करते हैं

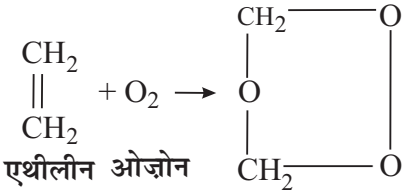
$$O_3 + 2Hg \rightarrow Hg_2O + O_2$$

पूँछ का प्रभाव तनु अम्ल से धोकर हटाया जा सकता है।

(v) ओजोन स्टेनस क्लोराइड को स्टेनिक क्लोराइड में आक्सीकृत करती है। इस अभिक्रिया में ऑक्सीजन उत्पन्न नहीं होती, इस पर ध्यान दीजिए।

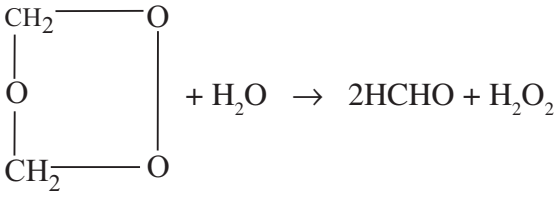
$$O_3 + 3SnCl_2 + 6HCl \rightarrow 3SnCl_4 + 3H_2O$$

3. *ओजोनीकृत :* सभी असंतृप्त कार्बनिक यौगिक ओजोन से संयुक्त होकर अस्थिर यौगिक, जिन्हें ओजोनीकृत कहा जाता है, बनाते हैं, उदाहरणार्थ



एथीलीन ओज़ोन **ओजोनीकृत एथीलीन**

ये ओजोनीकृत जल के साथ जलअपघटित होकर एल्डीहाइड या कीटोन या दोनों ही बनाते हैं।



यह तकनीक ओजोनोलिसिस कहलाती है और व्यापक रूप से कार्बनिक यौगिकों में द्विबंध की स्थिति जानने के लिए उपयोग में लाई जाती है।

ओजोन के उपयोग

इसके कुछ उपयोग नीचे दिए गए हैं:

1. ***जल शुद्धिकरण :*** छोटे ओजोन-वायु संयंत्र जल शुद्धिकरण व्यवस्था के अंग की तरह कार्य करते हैं। ओजोन एक शक्तिशाली कीटाणुनाशक है और यह जल फौहारे को प्रभावशाली ढंग से शुद्ध कर सकती है, यह अवांछित उप-उत्पाद नहीं बनाती जैसे कि अन्य रोगाणुनाशकों द्वारा होता है।

2. ***वायु शुद्धिकरण :*** ओजोन का उपयोग सुरंगों, कुओं, भीड़-भरे उपरास्तों तथा सिनेमा घरों की वायु शुद्ध करने में भी किया जाता है।

3. ***तेलों का परिष्करण :*** वनस्पति तेल तथा घी जब अधिक समय तक रखे जाते हैं तो वे विकृतगंधी हो जाते हैं। ऐसा उनमें अल्पमात्रा में पानी की उपस्थिति में जीवाणु-वृद्धि के कारण होता है। यदि ओजोन को तेल में बुलबुलों के रूप में प्रवाहित किया जाए, तो जीवाणु-वृद्धि नष्ट हो जाती है और हमें शुद्ध तेल प्राप्त होता है।

4. ***शुष्क विरंजक :*** ओजोन को मोम, आटा, चीनी तथा स्टार्च को विरंजित करने के उपयोग में लाया जाता है। हाइड्रोजन परॉक्साइड जो कि जल बनाता है तथा ऐसे अन्य पदार्थ जो केवल विलयन में ही क्रिया करते हैं, इन स्थितियों में उपयोग नहीं किए जा सकते हैं।

5. ***उद्योगों तथा प्रयोगशाला में :*** यह व्यापक रूप से कुछ कार्बनिक विरचनों में उपयोग होती है। ओजोनोलिसिस में इसका उपयोग पहले ही वर्णित किया जा चुका है।

पाठगत प्रश्न 20.2

1. ओजोनीकृत क्या हैं? क्या होता है जब एक ओजोनीकृत जलअपघटित होता है?
2. जब ओजोन (i) फेरस सल्फेट तथा (ii) स्टैनस क्लोराइड से अभिक्रिया करती है तो उसमें होने वाली अभिक्रियाओं को लिखिए।
3. पानी में ऑक्सीजन या ओजोन में से कौन-सी अधिक घुलनशील है?
4. ओजोन अणु, O_3 की संरचना लिखिए।
5. पारे की पूंछ का क्या अर्थ है? ये किस प्रकार हटाई जाती है?

20.4 गंधक के अपररुप

विषमतयाक्ष गंधक (सल्फर)- सल्फर का यह रुप साधारणतया होता है और 58 सरंचनात्मक इकाई साथ साथ वधकर क्रिस्टल देती है जिसकी आकृति चित्र में दी गई है। चूर्णीय रोल सल्फर के कार्बनडाईआक्साइड में विलयन का धीरे धीरे वाष्पन करके इसके बड़े क्रिस्टल प्राप्त किये जा सकते हैं। यह पीले रंग की पारदर्शी होती है और इसका घनत्व 2.06 gcm^{-3} होती है।

एकनयाक्ष गंधक (सल्फर)

जब गलित सल्फर को 95.6°C के ऊपर तापमान पर क्रिस्टलीकरण किया जाता है। तो सल्फर का यह रुप प्राप्त होता है विषमतांपाक्ष सल्फर जैसे इसमें में भी 58 सरंचनात्मक इकाई होती है लेकिन क्रिस्टल जालक में विभिन्न प्रकार से व्यवस्थित होती है। सल्फर के लिए 95.6°C परिवर्तित तापमान है इसके नीचे तापमान पर विषमतंयाक्ष सल्फर अधिक स्थायी होती है। और इससे ऊपर तापमान में दोनों रुपों में एकनयाक्ष सल्फर अधिक स्थायी होती है।

$$\text{Rhombic sulphur} \xrightleftharpoons{95.6°C} \text{Monoclinic sulphur}$$

एकनयाक्ष सल्फर के क्रिस्टल अम्बर पीले रंग के होते हैं और घनत्व 1.96 g cm^{-3} होता है।

रवाहीन गंधक (सल्फर)- सल्फर के बहुत से रुप जिनमें कोई निरंतर क्रिस्टनाइन रुप नहीं होता है को जो सल्फर अभिक्रियाओं में निकलती है उससे प्राप्त किया जा सकता है। उदाहरण

के लिए तनु हाइड्रोक्लोरिक सोडियम सल्फाइट पर अभिक्रिया करने पर

$$S_2O_3^{2-}(aq) + 2H^+(aq) \longrightarrow H_2O(l) + SO_2(g) + S(s)$$

प्लास्टिक गंधक (सल्फर)- यह उबलती हुई सल्फर को ठंडे पानी में डालने पर प्राप्त होती है। इसमें सल्फर परमाणुओं की श्रंखला पूर्णतया अनियमित रुप से व्यवस्थित होती है। जब खीचते हैं तो ये स्वंय एक दूसरे के समानांतर पक्तिबद्ध हो जाती हैं। रखने पर यह धीरे ध ीरे विषयंतयाक्ष सल्फर में परिवर्तित हो जाती है। क्योंकि सल्फर परमाणुओं की श्रृखंला टूट जाती है और 58 चक्रिय इकाई में पुर्नगणित हो जाती है।

सल्फर पर ऊष्मा कि क्रिया

दोनों विषयतंयाक्ष और एकनयाक्ष सल्फरे पीले रंग के द्रव में गलित हो जाती है। यह विषयंतयाक्ष से एकनयाक्ष परिवर्तन के कारण होता है और यह भी सम्भव है बनने वाले सल्फर द्रव में अपररुपों का प्रतिशत भिन्न हो। गलनांक ठीक नहीं होते हैं। विषयतंयाक्ष का गलनांक लगभग 113°C और एकनयाक्ष का 119°C जैसे ही तापमान बढ़ाते है द्रव सल्फर का रंग गहरा हो जाता है और लगभग काला और यह चिपचिपी हो जाती है। 200°C के ऊपर 2 मानता घटनी शुरु हो जाती है। इस पर इसका क्वथनांक 445°C हो जाता है। और द्रव पुन: बहने लगता है। 200°C तापमान पर द्रव सल्फर की श्यानता में कमी का कारण बड़ी श्रंखला का टूटना और पुन: 58 वलयों का बनना होता है। सल्फर वाष्पों में 58 इकाई का साथ साथ एक छोटा अंश S_4, S_2 का होता है। उच्च तापमान पर परमाणुक सल्फर बनती है।

सल्फर डाईऑक्साइड SO_2

प्रीस्टले (1774) ने इस गैस को मरकरी के साथ सांद्र सल्फ्यूरिक अम्ल को गर्म करके प्राप्त किया और यह बीटरीओलिक अम्ल हवा कहलायी 1777 में लैवोइजर ने इसकी संगठन ज्ञात की।

यह ज्वालामुखी की गैसो में मिलती है और शहरों की हवा में सूक्ष्म रुप में मिलती है। कोल पर उपस्थित आयरन पायराटीज को जलाने पर प्राप्त होती है।

विरचन-सल्फयूरिक अम्ल के अपचयन से प्रयोगशाला में इसका विरचन कापर की छीलन के साथ गर्म साद्र सल्फ्यूरिक का अपचयन करके किया जाता है।

$$Cu + 2H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + 2H_2O + SO_2$$

इस को साद्र सल्फ्यूरिक अम्ल, कैल्सीयम क्लोराइड का फास्फोरस पेटाआक्साइड से शुष्क किया जाता है और मरकरी के ऊपर हवा विस्थापित करके ऊपर की ओर एकत्र किया जाता है। सल्फ्यूरिक अम्ल का अपचयन मरकरी, सिल्वर, सल्फर या कार्बन से भी किया जा सकता है।

$$Hg + 2H_2SO_4 \longrightarrow HgSO_4 + 2H_2O + SO_2$$

$$2Ag + 2H_2SO_4 \longrightarrow Ag_2SO_4 + 2H_2O + SO_2$$

$$S + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2H_2O + 3SO_2$$

$$C + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2H_2O + CO_2 + 2SO_2$$

(ii) सल्फाइटो और बाइसल्फाइटों पर अम्लों की क्रिया से

$$NaHSO_3 + 2H_2SO_4 \longrightarrow NaHSO_4 + H_2O + SO_2$$

(iii) सल्फर और सल्फाइड अयस्को का जलाने से

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

$$4FeS_2 + 11O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$

$$2ZnS + 3O_2 \longrightarrow 2ZnO + 2SO_2$$

(iv) आजकल व्यापारिक रुप में जलरहित CaSO4 को चिमनी मिटटी और कोक को 1200ºC पर गर्म करके बनाया जाता है।

$$2CaSO_4 + C \longrightarrow 2CaO + 2SO_2 + CO_2$$

गुणधर्म–यह रंगहीन गैस है जिसमें जलती हुई गंधक की गंध होती है। यह हवा की अपेक्षा $2\frac{1}{4}$ गुना भारी होता है। इसको द्रवीकरण सपीडियम द्वारा (2.5 वातावरणीय दाब 150ºC पर) या हिमाकबिन्दु मिश्रण में ठंडा करके किया जा सकता है। इसका क्रांतिक तापमान 157.15ºC और क्रांतिक दाब 77.65 एटम होता है। द्रव रंगहीन होता है और –10ºC पर उबलता और –75.5 में जमता है। द्रवीय सल्फरडाईआकसाइड आयोडीन सल्फर फोस्फोरस के लिए अच्छा विलेयक है।

(i) अज्वलनशील और दहन में सहायक नहीं।

$$4K + 3SO_2 \longrightarrow K_2SO_3 + K_2S_2O_3$$

$$2Mg + SO_2 \longrightarrow 2MgO + S$$

(ii) वियोजन– 1200ºC पर गर्म करने पर यह वियोजित ही जाती है।

$$3SO_2 \longrightarrow 2SO_2 + S$$

(iii) अम्लीय प्रकृति–यह पानी में अत्यधिक विलेय होती है और अस्थाई सल्फ्यूरस अम्ल बनाती है।

$$HO_2 + SO_2 \rightleftharpoons H_2SO_3$$

अम्लीय आकसाइड होने के कारण यह वेसिक आक्साइडों के साथ संयुक्त होकर सल्फाइट बनाती है।

$$CaO + SO_2 \longrightarrow CaSO_3$$

(*iv*) धात्विक डाईआक्साइडों से अभिक्रिया करके धात्विक सल्फेट बनाती है।

$$PbO_2 + SO_2 \longrightarrow PbSO_4$$

(*v*) यह आक्सीजन और क्लोरीन के साथ संयुक्त हो जाती है।

$$2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$$

$$SO_2 + Cl_2 \longrightarrow SO_2Cl_2$$

(*vi*) **अपचायक गुणधर्म**– आद्रता की उपस्थिति में यह प्रबल अपचायक अभिकर्मक की तरह कार्य करती है उदाहरण के लिए

$$SO_2 + 2H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + 2H$$

$$I_2 + SO_2 + 2H_2O \longrightarrow 2HI + H_2SO_4$$

$$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + 3SO_2 \longrightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 2H_2$$

$$2KMnO_4 + 5SO_2 + 2H_2O \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + H_2SO_4$$

$$2FeCl_3 + SO_2 + 2H_2O \longrightarrow 2FeCl_2 + 2HCl + H_2SO_4$$

$$2KIO_3 + 5SO_2 + 2H_2O \longrightarrow 2I_2 + 2KHSO_4 + 3H_2SO_4$$

$$Hg_2(NO_3)_2 + SO_2 + 2H_2O \longrightarrow 2Hg + 2HNO_3 + 3H_2SO_4$$

(*vii*) **आक्सीकरण गुणधर्म**– यह मंद आक्सीकारक की भाँति भी कार्य करती है जैसें कि

$$2H_2S + SO_2 \longrightarrow 2H_2O + 3S$$

$$C + SO_2 \longrightarrow CO_2 + S$$

20.5 सल्फ्यूरिक अम्ल

सल्फर का सबसे महत्त्वपूर्ण यौगिक सल्फ्यूरिक अम्ल है। कीमियागर तथा उनके पूर्ववर्ती, सल्फ्यूरिक अम्ल या 'ऑयल ऑफ विटरायल' से भलीभांति परिचित थे। पिछली शताब्दी में चैम्बर प्रक्रम के आने से पहले इसे जलीय सल्फेटों को गर्म करके प्राप्त किया जाता था।

निर्माण : सल्फ्यूरिक अम्ल के निर्माण के लिए दो मुख्य प्रक्रम उपयोग में लाए जाते हैं (1) लैड चैम्बर प्रक्रम, तथा (2) कॉन्टैक्ट प्रक्रम। आजकल, अधिकतर सल्फ्यूरिक अम्ल का निर्माण कॉन्टैक्ट प्रक्रम द्वारा किया जाता है।

सल्फ्यूरिक अम्ल के कॉन्टैक्ट प्रक्रम द्वारा निर्माण में निम्नलिखित चरण शामिल होते हैं:

(i) सल्फर को वायु में जलाकर अथवा पाइराइटों का भर्जन कर सल्फर डाइऑक्साइड बनाई जाती है

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

$$4FeS_2 + 11O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$

(ii) उत्पादित सल्फर डाइऑक्साइड को तब धूल से तथा अन्य अशुद्धियों जैसे आर्सेनिक यौगिकों से मुक्त किया जाता है।

(iii) शुद्ध सल्फर डाइऑक्साइड को फिर, 720 K पर एक उत्प्रेरक, वैनेडियम (V) ऑक्साइड की उपस्थिति में, वायुमण्डलीय ऑक्सीजन द्वारा ऑक्सीकृत करवा कर सल्फर ट्राइऑक्साइड में बदला जाता है।

$$2SO_2 + O_2 \xrightarrow[720K]{V_2O_5} 2SO_3$$

इसका संयंत्र 720 K तापमान तथा 2 एटमॉस्फियर दाब पर कार्य करता है।

(iv) सल्फर ट्राइऑक्साइड गैस को तब सान्द्र H_2SO_4 में अवशोषित कराकर *ओलियम* ($H_2S_2O_7$). बनाया जाता है। यदि SO_3 को सीधे जल में घोला जाए तो सल्फ्यूरिक अम्ल का बहुत अधिक संक्षारक कुहासा उत्पन्न होता है।

$$SO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow H_2S_2O_7$$

(v) ओलियम को जल के साथ तनुकृत करके वांछित प्रबलता का सल्फ्यूरिक अम्ल प्राप्त किया जाता है।

$$H_2S_2O_7 + H_2O \longrightarrow 2H_2SO_4$$

कॉन्टैक्ट प्रक्रम द्वारा प्राप्त सल्फ्यूरिक अम्ल लगभग 96-98 प्रतिशत शुद्ध होता है।

सल्फ्यूरिक अम्ल के गुणधर्म

(i) भौतिक गुणधर्म : शुद्ध सल्फ्यूरिक अम्ल एक गाढ़ा रंगहीन तैलीय द्रव होता है। इसका गलनांक 283.5 K होता है। सांद्रित सल्फ्यूरिक अम्ल पानी में बहुत अधिक मात्रा में ऊष्मा को मुक्त करके

घुलता है। तनु H_2SO_4, को बनाते समय जल को सांद्र H_2SO_4 में नहीं मिलाना चाहिए। तनु सल्फ्यूरिक अम्ल बनाने के लिए जल में धीरे-धीरे सांद्र H_2SO_4 लगातार हिलाते हुए मिलाया जाता है। यदि अम्ल में जल को मिलाया जाए तो उत्पन्न ऊष्मा इतनी अधिक होगी कि वह सल्फ्यूरिक अम्ल की बूंदों को बाहर गिराकर तुम्हें जला सकती हैं।

रासायनिक गुणधर्म : सल्फ्यूरिक अम्ल के अधिक महत्त्वपूर्ण गुणधर्म इसके आक्सीकारक और निर्जलीकरण गुणधर्म हैं।

(i) **आक्सीकारक गुणधर्म :** गरम सांद्र सल्फ्यूरिक अम्ल आक्सीकारक के रूप में कार्य करता है और धातुओं, अधातुओं और यौगिकों को आक्सीकृत कर देता है।

धातुओं का आक्सीकरण

$$Cu + 2H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + 2H_2O + SO_2$$

$$Zn + 2H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + 2H_2$$

अधातुओं का आक्सीकरण

$$C + 2H_2SO_4 \longrightarrow CO_2 + 2SO_2 + 2H_2O$$

$$S + 2H_2SO_4 \longrightarrow 3SO_2 + 2H_2O$$

यौगिकों का आक्सीकरण

$$2HBr + H_2SO_4 \longrightarrow 2H_2O + SO_2 + Br_2$$

$$8HI + H_2SO_4 \longrightarrow 4H_2O + H_2S + 4I_2$$

$$3H_2S + H_2SO_4 \longrightarrow 4S + 4H_2O$$

निर्जलीकरण गुणधर्म : सांद्र H_2SO_4 एक प्रबल निर्जलीकरण कारक है, यह कापर सल्फेट जो कि नीले रंग का होता है, से क्रिस्टलीकरण पानी को बहा देता है और सफेद रंग में परिवर्तित कर देता है।

$$\underset{\text{नीला}}{CuSO_4.5H_2O} \xrightarrow[-5H_2O]{\text{सांद्र } H_2SO_4} \underset{\text{सफेद}}{CuSO_4}$$

यह कार्बोहाइड्रेटों से भी पानी हटा देता है और कार्बन का काला द्रव्यमान शेष छोड़ देता है।

$$C_{12}H_{22}O_{11} \xrightarrow{\text{सांद्र } H_2SO_4} 12C + 11H_2O$$

सल्फ्यूरिक अम्ल के उपयोग

सल्फ्यूरिक अम्ल को रासायनिकों के राजा के नाम से जाना जाता है। व्यावहारिक रूप में इसका उपयोग प्रत्येक उद्योग में होता है। इसका उपयोग उर्वरकों, पेन्ट और वर्णक, अपमार्जक, पलास्टिक और रेशों के निर्माण में होता है।

(viii) विरंजक गुणधर्म-आद्रता की उपस्थिति में यह विरंजक का भी कार्य करती है

$$SO_2 + 2H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + 2H$$

नवजात हाइड्रोजन पदार्थो के रंगों का विरंजक कर देती है। इस प्रकार सल्फर डाईआक्साइड अपचयन करके विरंजक करती है।

उपयोग

इसके उपयोग हैं- (i) सल्फ्यूरिक अम्ल के बनाने में

(ii) चीनी और केरासीन के शुद्धिकरण में

(iii) सुंगधित और फलों के परिरक्षित में क्योंकि यह प्रतिरोधी होता है।

(iv) द्रवीय अवस्था में शीतलक की तरह

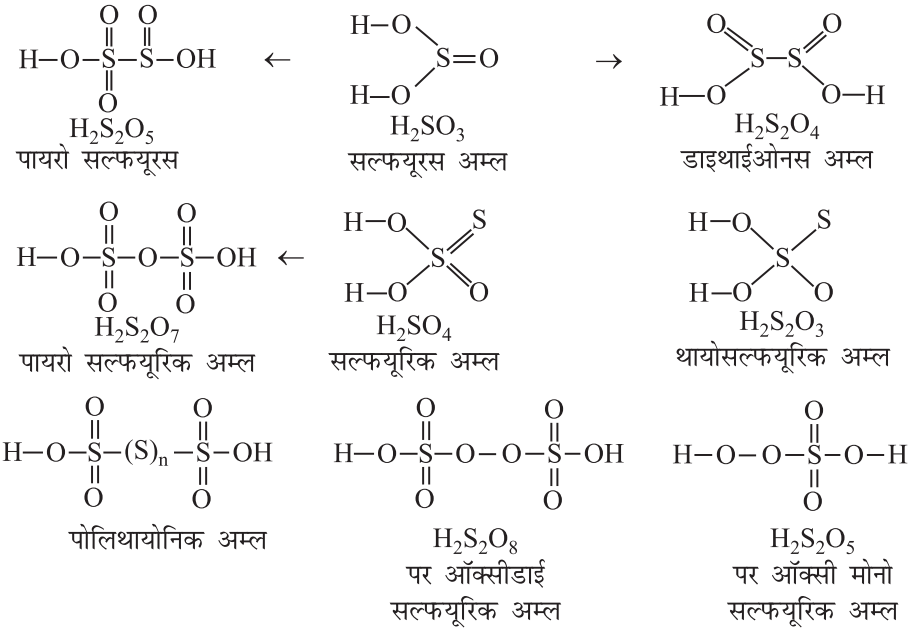
(v) मुलायम वस्तुओं का विरंजक करने में जैसे कि ऊन, सिल्क और भूखा

(vi) सोडियम और कैल्सीयम के विरचन में जिनका उपयोग पेपर उद्योगो में होता है।

(vii) एन्टीफ्लोर की भाँति-विरंजित पदार्थो से अतिरिक्त क्लोरीन को अलग करने में

सल्फर के ऑक्सीएसिड

सल्फर के ऑकीएसिडों की संरचना



चित्र. सल्फर में ऑक्सीअम्ल पर ऑक्सीअम्ल ऑक्सीकारक है तथा शेष अवकारक (कारोस अम्ल)

पाठगत प्रश्न 20.2

1. निम्न को दर्शाने के लिए एक अभिक्रिया लिखिए।

   (i) सल्फ्यूरिक अम्ल का आक्सीकारक गुणधर्म

   (ii) सल्फ्यूरिक अम्ल का निर्जलीकरण गुणधर्म

2. कॉन्टैक्ट प्रक्रम द्वारा सल्फ्यूरिक अम्ल के निर्माण में SO_3 सांद्र. H_2SO_4 में घोली जाती है जल में नहीं, क्यों?

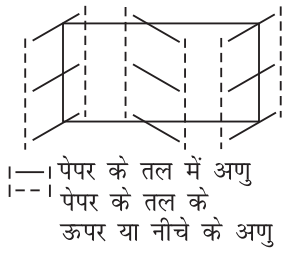
3. कॉन्टैक्ट प्रक्रम में उत्प्रेरक की उपस्थिति में होने वाली अभिक्रिया को लिखिए।

20.6 वर्ग 17 के तत्वों के कुछ अभिलाक्षणिक गुणधर्म

वर्ग 17 के सभी तत्व अधातु होते हैं। यद्यपि परमाणु क्रमांक बढ़ने पर धात्विक लक्षण प्रायः बढ़ता है। उदाहरण के लिए डाईपिरडीन आयोडीन नाइट्रेट को इस प्रकार लिखा [I (पिरोडिन)2]$^+NO_2^-$ जा सकता है। जिसमें I^+ संकुल का भाग होता है। फ्लोरीन और क्लोरीन गैसे ब्रोमीन वाष्पशील द्रव और आयोडीन गहरे चमकदार रंग के ठोस होते हैं। एस्टेटीन रेडियोधर्मी और कम समय के लिए होती है इस तत्व के साथ बहुत कम विधि से रसायन की गई है ये तत्व रसायनिक संयोजन कर सकते हैं और एक इलेक्ट्रान ग्रहण कर अपना अष्टक पूर्ण करते है। संयोजकता आयन बनाते हैं उदाहरण के लिए F^-Cl^- इत्यादि और एक सहसंयोजक आवंध बनाते हैं उदाहरण के लिए F_2, Cl_2, Br_2, I_2 और इनके हाइड्राइड HF, HCl, HBr और HI, क्योंकि क्लोरीन, ब्रोमीन और आयोडीन में खाली d- कोष होते है। ये सहसंयोजक यौगिक बनाने में सक्षम होते हैं। जिनमें इलेक्ट्रानों का अष्टक विस्तृत हो जाता है। उदाहरण के लिए आयोडीन ICl, ICl_3 IF_5 तथा IF_7 में क्रमश, 1, 3, 5, 7 संयोजकता दर्शाती है। नाइट्रोजन और आक्सीजन (वर्ग 15 और 16 के प्रथम सदस्य) की भाँति फ्लोरीन अपने अष्टक को विस्तृत नहीं कर पाती है एक संहसयोजकता पर सीमित हो जाती है।

हैलोजन अणु द्विआणविक होते है जिनमें दो विभिन्न अणुओं के बीच शिथिल बाडरवाल्स बल होते है। लेकिन आयोडी में ये बल काफी प्रबल होते है जो कि आयोडीन अणुओं को त्रिआयमी जालक में बाँध लेते है। यह संरचना गर्म करने पर आसानी से टूट जाती है और वास्तव में आयोडीन एक वायुमण्डलीय दाब धीरे-धीरे गर्म करने पर उर्ध्वपतित हो जाती है।

आयोडीन की संरचना



फ्लोरीन तथा क्लोरीन के रासायनिक व्यवहार में काफी विभिन्नता होने के कारण फ्लोरीन तत्व को अलग उपचारित किया जाता है। क्लोरीन, ब्रोमीन और आयोडीन एक वर्ग के रुप में विवेचित की जाती है।

सारणी 20.2: वर्ग 17 के तत्वों के मौलिक गुण

तत्व	परमाणु संख्या	इलेक्ट्रॉनिक विन्यास	परमाणु त्रिज्या	आयनिक त्रिज्या	M.P. M^{3+}	B.P. /°C /°C
F	9	2.7 $\ldots 1s^2 2s^2 2p^5$	0.072	0.136	–220	–188
Cl	17	2.8.7 $\ldots 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	0.099	0.181	–101	–34.7
Br	35	2.8.18.7 $\ldots 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$	0.114	0.195	–7.2	58.8
I	53	2.8.18.18.7 $\ldots 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$	0.133	0.216	114	184
At	85	2.8.18.32.18.5 $\ldots 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^5$				

उपलब्धता

फ्लेरीन तथा क्लोरीन प्रचुर मात्रा में मिलते हैं जबकि ब्रोमीन तथा आयोडीन कम मात्रा में। अधि कांशत: फ्लोरीन कैल्शियम के अघुलनशील फ्लोराइड़ो में पाई जाती है: कैल्शियम फ्लोराइड (फ्लोरस्पार USA), क्रामोलाइट, Na_3AlF_6 (ग्रीनलेंड) और फ्लोरोएपाराइट, $3Ca_3(PO_4)_2$, CaF_2. समुद्र के पानी में सोडियम, पोटैशियम मेग्नीशियम और कैल्सीयम के क्लोराइड, ब्रोमाइट और आयोडाइड पाये जाते हैं। समुद्र के रेते में ये यौगिकों मुख्यत: क्लोराइड पाये जाते हैं। उदाहरण के लिए सोडियम क्लोराइड और कारनालाइट $KCl.MgCl_2$ समुद्री जीवन के तंत्रों में कुछ रुपों में सांद्र आयोडीन पायी जाती है।

20.7 फ्लुओरीन और क्लोरीन

फ्लुओरीन और क्लोरीन वर्ग 17 के पहले दो सदस्य हैं। फ्लुओरीन अत्यधिक विद्युत-ऋणात्मक तत्व है। इस भाग में हम संक्षिप्त में फ्लुओरीन एवं क्लोरीन के बारे में पढ़ेंगे और कुछ विस्तार से हाइड्रोजन हैलाइडों, ऑक्साइडों और क्लोरीन के आक्सीअम्ल और अंतरा-हैलोजन यौगिकों के बारे में पढ़ेंगे।

फ्लुओरीन का बहुत अधिक क्रियाशील स्वभाव होने के कारण इसको बनाना बहुत मुश्किल है। यह प्रबलतम ऑक्सीकारक रसायन है इसलिए इसको फ्लोराइड आयन के आक्सीकरण से बनाया नहीं जा सकता है। इसे निर्जल हाइड्रोजन फ्लोराइड में पोटेशियम हाइड्रोजन फ्लोराइड (KHF_2) के विद्युत अपघटन के द्वारा बनाया जाता है।

$$2HF \rightarrow F_2 + H_2$$

जो फ्लुओरीन प्राप्त होती है उसमें हाइड्रोजन फ्लोराइड भी साथ होता है जिसको कि ठोस NaF के ऊपर प्रवाहित करके हटाया जा सकता है।

फ्लुओरीन पीले रंग की गैस होती है जो हवा में धुआँ देती है।

$$2F_2 + 2H_2O \rightarrow 4HF + O_2$$

फ्लुओरीन अत्यधिक क्रियाशील होती है। यह विभिन्न धातुओं और अधातुओं के साथ संयुक्त होकर फ्लोराइडों को बनाती है। हाइड्रोजन हैलाइडों के साथ यह ऑक्सीकारक की तरह काम करती है, उदाहरणार्थ

$$2HX + F_2 \rightarrow 2HF + X_2 \ (X = Cl, Br \text{ या } I)$$

फ्लुओरीन व्यापक रूप से फ्लोरीनेटेड हाइड्रोकार्बनों का विरचन करने में उपयोग होती है। इनके उद्योग में विभिन्न उपयोग हैं।

सामान्यतया क्लोरीन को क्लोराइडों का प्रबल ऑक्सीकारकों जैसे कि MnO_2, $KMnO_4$ द्वारा ऑक्सीकरण करके बनाया जाता है।

$$MnO_2 + 2Cl^- + 4H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 2H_2O + Cl_2$$

$$2MnO_4^- + 16H^+ + 10Cl^- \rightarrow 2Mn^{2+} + 5Cl_2 + 8H_2O$$

एक बड़े पैमाने पर क्लोरीन सोडियम क्लोराइड के विद्युत अपघटन में उप उत्पाद के रूप में प्राप्त होती है।

क्लोरीन हरी-पीली गैस होती है और सामान्य ताप पर केवल दाब के द्वारा द्रवित की जा सकती है। यह काफी क्रियाशील होती है और जब धातुओं और अधातुओं से क्रिया करती है तो क्लोराइड बनाती है। यह अमोनिया को नाइट्रोजन में आक्सीकृत कर देती है।

$$2NH_3 + 3Cl_2 \rightarrow N_2 + 6HCl$$

क्लोरीन की अत्यधिक मात्रा का विरंजक उद्योगों में उपयोग होता है और प्लास्टिक, संश्लेषित रबड़, प्रतिरोधी और कीटाणुनाशी के निर्माण में उपयोग होता है।

20.7.1 हाइड्रोजन हैलाइड और हाइड्रोहैलिक अम्ल

HF, HCl, HBr और HI वे हाइड्रोजन हैलाइड हैं जिनके बारे में विचार करेंगे। हैलोजन के आमाप के साथ H–X की आबंध दूरी बढ़ती है और आबंध अधिक सहसंयोजक और कम आयोनिक हो जाता है। चूंकि आबंध की लम्बाई बढ़ती है, हाइड्रोजन हैलाइड जलीय विलयन में हैलोजन के आमाप में वृद्धि के साथ आसानी से हाइड्रोजन खो देते हैं और अम्ल प्रबलता HF < HCl < HBr < Hl के क्रम में बढ़ती है।

हाइड्रोजन हैलाइडों का जलीय विलयन सामान्यत: हाइड्रोहैलिक अम्ल और साधारण रूप से हैलोजन अम्ल (हाइड्रोफ्लोरिक अम्ल, हाइड्रोक्लोरिक, हाइड्रोब्रोमिक और हाइड्रोआयोरिक अम्ल) के नाम से जाना जाता है।

हॉइड्रोजन हैलाइडों का विरचन

औद्योगिक रूप से HF को CaF_2 और H_2SO_4 को गरम करके बनाया जाता है।

$$CaF_2 + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + 2HF$$

हाइड्रोजन क्लोराइड को NaCl और सांद्र H_2SO_4 के मिश्रण को 423 K पर गरम करके बनाया जाता है।

$$NaCl + H_2SO_4 \xrightarrow{423\ K} HCl + NaHSO_4$$

$$NaCl + NaHSO_4 \xrightarrow{823\ K} HCl + Na_2SO_4$$

उच्च शुद्धता का HCl तत्वों (H_2 और Cl_2) को सीधे संयुक्त करने से बनता है

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$$

HI को बनाने के लिए फॉसफेरिक अम्ल का उपयोग होता है।

$$H_3PO_4 + NaI \longrightarrow HI + NaH_2PO_4$$

इसी प्रकार HBr बनाया जाता है। HBr और HI बनाने के लिए हम फॉसफोरस का भी उपयोग करते हैं।

$$2P + 3Br_2 \longrightarrow 2PBr_3$$

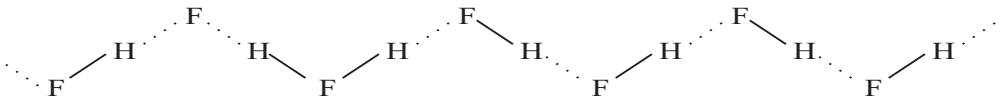
$$PBr_3 + 6H_2O \longrightarrow 6HBr + 2H_3PO_3$$

$$2P + 3I_2 \longrightarrow 2PI_3$$

$$2PI_3 + 6H_2O \longrightarrow 6HI + 2H_3PO_3$$

हैलोजन हैलाइडों के गुणधर्म

- HF सामान्य ताप पर द्रव के रूप में होता है (क्वथनांक 293 K) जबकि HCl, HBr और HI गैसें होती हैं।
- HF का क्वथनांक आशा के अनुरूप HCl (189K), HBr (206K) और HI (238K) की तुलना में अधिक होता है। एक-एक अणु के F परमाणु और अन्य अणु के हाइड्रोजन परमाणु के बीच हाइड्रोजन बंध बनने के कारण होता है (चित्र 22.2)।



चित्र. 20.2 : *HF में हाइड्रोजन बंधित शृंखला*

सामान्यतया गैसीय अवस्था में हाइड्रोजन हैलाइड सहसंयोजक होते हैं। जलीय विलयन में आयनित होकर वे आयन बनाते हैं लेकिन HF एक अल्प सीमा तक ही आयनित होता है।

$$HF + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + F^-$$

हाइड्रोजन हैलाइडों की बंध वियोजन ऊर्जा का क्रम इस प्रकार से होता है: HF>HCl>HBr>HI.

इसलिए हाइड्रोजन हैलाइडों की तापीय वियोजन के प्रति स्थिरता इस क्रम में घटती है: HF > HCl > HBr > HI । अम्लों की अम्ल प्रबलता इस क्रम HC < HCl < HBr < HI में बढ़ती है। जलीय विलयन को हाइड्रोक्लोरिक अम्ल, हाइड्रोक्लोरिक अम्ल, हाइड्रोब्रोमिक अम्ल और हाइड्रोआयोडिक अम्ल कहते है और ये अम्ल के साधारण गुणधर्म दर्शाते हैं, उदाहरणार्थ ये क्षार से अभिक्रिया करके लवण और पानी और धातुओं के साथ लवण और हाइड्रोजन बनाते हैं।

हाइड्रोजन हैलाइडों के उपयोग

कुछ फ्लोराइड, मुख्यत: फ्लोरोकार्बन और फ्रीओनस बनाने में होता है। इसका उपयोग रसायनोत्कीर्ण काँच और छालने के समय वालू को हटाने में होता है। प्राथमिकी रूप से हाइड्रोक्लोरिक अम्ल का उपयोग क्लोराइडों को बनाने में होता है। अधिक मात्रा में हाइड्रोक्लोरिक का उपयोग एनीलिन रंजक बनाने और लोहे पर जस्ता चढ़ाने से पहले साफ करने में होता है। हाइड्रोब्रोमिक अम्ल और हाइड्रोआयोडिक अम्ल का उपयोग ब्रोमाइड और आयोडाइड लवणों को बनाने में होता है। हाइड्रोजन आयोडाइड का कार्बनिक रसायन में अपचायक के रूप में उपयोग होता है।

20.7.2 हैलोजनों के ऑक्साइड और ऑक्सीअम्ल

बहुत से यौगिक हैं जिनमें हैलोजन और ऑक्सीजन होती है। ऑक्सीजन की विद्युत ऋणता फ्लुओरीन से कम होती है इसलिए ऑक्सीजन के साथ फ्लुओरीन के यौगिकों को ऑक्सीजन फ्लोराइड के रूप में जानते हैं (उदाहरणार्थ OF_2)। अन्य हैलोजनों की विद्युत ऋणता ऑक्सीजन से कम होती है इसलिए ये हैलोजन ऑक्साइड के रूप में जाने जाते हैं। केवल क्लोरीन के ऑक्साइड महत्त्वपूर्ण होते हैं और उनका यहाँ पर उल्लेख किया गया है।

क्लोरीन के ऑक्साइड: मुख्य ऑक्साइडों को नीचे सूचीबद्ध किया गया है।

क्लोरीन मोनोऑक्साइड, Cl_2O

क्लोरीन डाइऑक्साइड, ClO_2

क्लोरीन हेक्सॉक्साइड Cl_2O_6

क्लोरीन हेप्टॉक्साइड Cl_2O_7

क्लोरीन मोनोऑक्साइड Cl_2O, को, क्लोरीन को मरकरी-II ऑक्साइड के ऊपर प्रवाहित करके बनाया जाता है

$$2\,Cl_2 + 2\,HgO \longrightarrow Cl_2O + HgO.\,HgCl_2$$

यह पीले रंग की गैस होती है जो गरम करने पर तीव्र रूप से वियोजित हो जाती है और पानी में घुलकर हाइपोक्लोरस अम्ल बनाती है, $Cl_2O + H_2O \longrightarrow 2HOCl$

यह शक्तिशाली आक्सीकारक होती है।

क्लोरीन डाइऑक्साइड, ClO_2, पोटेशियम क्लोरेट पर सांद्र सल्फ्यूरिक अम्ल की अभिक्रिया के द्वारा बनती है।

$$KClO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow HClO_3 + KHSO_4.$$

क्लोरिक अम्ल

$$3HClO_3 \longrightarrow HClO_4 + 2ClO_2 + H_2O$$

परक्लोरिक अम्ल

यह नारंगी रंग की गैस है जो स्वभाव से विस्फोटक होती है।

क्लोरीन हेक्सॉक्साइड, Cl_2O_6 कम तापमान पर ओजोन की क्लोरीन के साथ अभिक्रिया से बनाया जाता है। यह लाल रंग का द्रव होता है और क्षारों में घुलकर क्लोरेट और परक्लोरेट बनाता है

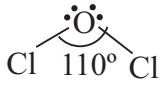
$$Cl_2O_6 + 2OH^- \longrightarrow ClO_3^- + ClO_4^- + H_2O$$

क्लोरीन हेप्टॉक्साइड, Cl_2O_7, 263K पर फासफोरस पेन्टॉक्साइड की निर्जलीय परक्लोरिक अम्ल के साथ अभिक्रिया से बनाते हैं

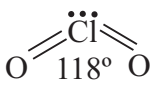
$$P_4O_{10} + 4HClO_4 \longrightarrow 4\ HPO_3 + 2Cl_2O_7$$

यह रंगहीन तेल होता है जो कि गर्म करने या टकराने पर विस्फोटक होता है।

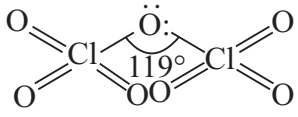
क्लोरीन ऑक्साइडों की संरचनाओं को नीचे दिया गया है:



Cl_2O



ClO_2



Cl_2O_7

क्लोरीन के ऑक्सोअम्ल

क्लोरीन चार ऑक्सीअम्ल बनाती है, HOCl, HOClO, $HOClO_2$ और $HOClO_3$

हाइपोक्लोरस अम्ल, HOCl केवल विलयन में ही जाना जाता है। इसको क्लोरीन को पानी के साथ मिलाकर बनाया जाता है।

$$Cl_2 + H_2O \longrightarrow HOCl + HCl$$

इसका लवण NaOCl का विरंजक कारक के रूप में उपयोग होता है।

क्लोरस अम्ल, HOClO भी विलयन में ही जाना जाता है, और कुछ क्षार एवं क्षारीय मृदा धातुओं के लवण ठोस के रूप में जाना जाता है, उदाहरणार्थ $NaClO_2, 3H_2O$। इस अम्ल को **बेरियम क्लोराइट** की सल्फ्यूरिक अम्ल के साथ अभिक्रिया से बनाया जाता है।

$$Ba(ClO_2)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow 2HClO_2 + BaSO_4$$

बेरियम क्लोराइट

क्लोरिक अम्ल, $HOClO_2$ को बेरियम क्लोरेट की सल्फ्यूरिक अम्ल के साथ अभिक्रिया से बनाया जाता है

$$Ba(ClO_3)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow HClO_2 + BaSO_4$$

बेरियम क्लोरेट

परक्लोरिक अम्ल $HOClO_3$, पोटेशियम परक्लोरेट को सांद्र सल्फ्यूरिक अम्ल के साथ कम दाब पर आसवित करके बनाया जाता है

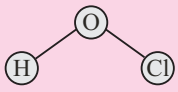
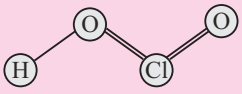
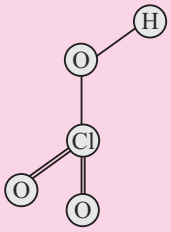
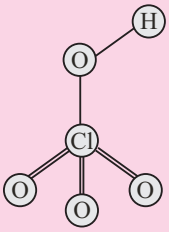
$$2KClO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow 2HClO_4 + K_2SO_4$$

परक्लोरिक क्लोरेट

यह रंगहीन तैलीय द्रव होता है और पानी से तीव्रता से अभिक्रिया करके हाइड्रोनियम परक्लोरेट ($H_3O^+ ClO_4^-$) बनाता है। यह एक प्रबलतम अम्ल है। यह आक्सीकारक भी होता है।

क्लोरीन के ऑक्सीअम्लों की संरचना को दर्शाते हुए निम्नलिखित सारणी में सूचीबद्ध किया गया है।

सारणी 20.1 : क्लोरीन के ऑक्सीअम्ल

नाम	हाइपोक्लोरस अम्ल (a)	क्लोरस अम्ल (b)	क्लोरिक अम्ल (c)	परक्लोरिक अम्ल (d)
ऑक्सीअम्ल का सूत्र	HOCl	HOClO	$HOClO_2$	$HOClO_3$
आक्सीकरण क्लोरीन की व्यवस्था	+1	+3	+5	+7
संरचना	 (क)	 (ख)	 (ग)	 (घ)

क्लोरीन के ऑक्सीअम्ल की अम्ल? प्रबलता 0–परमाणुओं की संख्या बढ़ने से बढ़ती है। ऐसा इसलिए होता है क्योंकि ऑक्सीजन की विद्युतऋणता क्लोरीन की तुलना में अधिक है। जैसे-जैसे ऑक्सीजन परमाणुओं की संख्या जो कि Cl परमाणु से आबंधित है बढ़ती है, यह बंध O–H बंध से इलेक्ट्रान अपनी तरफ खींच लेती है जिसके फलस्वरूप O–H बंध दुर्बल हो जाता है। इसलिए HOCl को H–O बंध तोड़ने में कम ऊर्जा की आवश्यकता होती है। इसीलिए HOCl एक बहुत दुर्बल अम्ल है जबकि $HOClO_3$ सबसे अधिक प्रबल अम्ल है। इसीलिए अम्ल प्रबलता निम्न क्रम में बढ़ती है:

$$HOCl < HOClO < HOClO_2 < HOClO_3$$

20.7.3 क्लोरोफ्लोरोकार्बन (CFC)

क्लोरोफ्लोरोकार्बन, कार्बन के वे यौगिक हैं जहाँ संतृप्त हाइड्रोकार्बनों में हाइड्रोजन को क्लोरीन और फ्लुओरीन द्वारा प्रतिस्थापित किया जाता है उदाहरणार्थ CCl_2F_2, $CFCl_3$, $C_2F_4Cl_2$ इत्यादि। इन यौगिकों में ऊष्मा को धारण करने की बहुत अधिक क्षमता होती है। ऐसा विश्वास किया जाता है कि इनमें ऊष्मा धारण करने की क्षमता कार्बन डाइऑक्साइड की क्षमता से लगभग 10000 गुना होती है इसलिए ये अणु अन्य निकायों से उनकी ऊष्मा ग्रहण करके उन्हें शीतल करने की क्षमता रखते हैं।

क्लोरोफ्लोरोकार्बनों को 'फ्रेयान' भी कहा जाता है। हमारे देश में लगभग 5 हजार मीट्रिक टन CFC की प्रतिवर्ष उत्पत्ति होती है। इनका ऐरोसॉल विलायकों, फेन धमनकारी तथा प्रशीतकों के रूप में उपयोग के अतिरिक्त इन्हें पर्यावरणीय संकट उत्पन्न करने वाले पदार्थों के रूप में भी जाना जाता है। CFC स्ट्रोसफीयर में रक्षक ओजोन परत से अभिक्रिया करके छेद बना देते हैं जिसके द्वारा बाह्य आकाश से विकिरणें हमारे वायुमण्डल में प्रवेश कर जाती हैं और हमारे जीवन तंत्र को नष्ट कर देती हैं। ओजोन परत के नष्ट होने को ओजोन अवक्षय कहा जाता है और यह ओजोन छिद्र (होल) पैदा करता है।

20.7.4 अंतराहैलोजन यौगिक

हैलोजन द्विअंगी यौगिकों की एक श्रेणी बनाते हैं जिन्हें अंतराहैलोजन यौगिक कहते हैं। ये यौगिक XX', XX_3', XX_5', और XX_7'. प्रकार के होते हैं। XX' प्रकार के यौगिक सभी संयोजन के लिए जाने जाते हैं। XX_3', और XX_5' प्रकार के यौगिक कुछ संयोजन के लिए और XX_7' प्रकार के केवल IF_7 के लिए जाने जाते हैं।

विरचन

अंतराहैलोजन यौगिक हैलोजनों के बीच सीधे क्रिया करके बनाये जा सकते हैं। हैलोजन की निम्न अंतराहैलोजनों पर अभिक्रिया से भी बनाये जा सकते हैं।

$$Cl_2 + F_2 \text{ (समान आयतन)} \xrightarrow{473K} 2ClF$$

$$Cl_2 + 3F_2 \text{ (अधिक } F_2) \xrightarrow{573K} 2ClF_3$$

$$l_2 + 5F_2 \xrightarrow{293K} 2IF_5$$

$$l_2 + 7F_2 \xrightarrow{523-573K} 2IF_7$$

पाठगत प्रश्न 20.4

1. सबसे अधिक विद्युतऋणी हैलोजन का नाम बतलाइए।
2. उस हैलोजन का नाम बतलाइए जो कि उत्कृष्ट गैस के साथ अभिक्रिया कर सकता है।
3 क्लोरीन की प्रयोगशाला में विरचन में प्रयोग होने वाली अभिक्रिया लिखिए।
4. हैलोजनों के हाइड्रोअम्लों को उनकी घटती प्रबलता के क्रम में व्यवस्थित कीजिए।
5. कार्बन यौगिकों का कौन सा वर्ग ओजोन अवक्षय का कारण माना जाता है।

20.8 उत्कृष्ट गैसे

आवर्त सारणी के 18 वर्ग में गैसीयस तत्व हिलियम, निओन, आर्गन, क्रिप्टान जीनान और रेडान आवर्त होते हैं। पृथ्वी पर कम प्रचुरता के कारण ये विरल गैसे भी कहलाती है और रासायनिक निष्क्रियता के कारण ये निष्क्रिय या उत्कृष्ट गैसे कहलाती है। उचित शर्तो खोज के आधार के साथ इनमें से कुछ यौगिक बना सकते हैं इसलिए इन्हें अधिक समय तक यह निष्क्रिय गैस नहीं कही जाती है। हिलीयम के अतिरिक्त इन सभी में निविड कोष np^6 विन्यास होता है। हीलियम का इलेक्ट्रानिक विन्यास 15^2 होता है। सामान्य रासायनिक अभिक्रियाओं में अक्रियशीलता के लिए इनका इलेक्ट्रानिक विन्यास उत्तरदायी होता है।

उपलब्धता

रेडान के अतिरिक्त समस्त उत्कृष्ट गैसे वायुमण्डल में उपस्थित होती है। शुष्क हवा में उत्कृष्ट गैसे सापेक्ष प्रतिषतता नीचे सारणी में दी गई है।

सारणी 20.3: शुष्क हवा में वर्ग 18 के तत्वों की सापेक्ष प्रचुरता

तत्व	प्रतिशतता
हीलियम (He)	5.2 × 10–4
नीओन (Ne)	1.8 × 1O–3
आर्गन (Ar)	9.3 × 10–1
क्रिप्टान (Kr)	1.1×10^{-4}
जीनान (Xe)	8.7 × 10–6
रेडान (Rn)	–

इसके अतिरिक्त 10 प्रतिशत हिलीयम प्राकृतिक गैस में उपस्थित होती है। कुछ तत्वों रेडियोधर्मी क्षय के फलस्वरूप और यूरेनियम खनिजों में पायी जाती है। रेडान रेडियम के रेडियोधर्मी क्षय से उत्पन्न होती है।

गुणधर्म

उत्कृष्ट गैसो का बाहयतम इलेक्ट्रानिक विन्यास और गुणधर्मो में सामान्य प्रवृत्ति सारणी में दिया गया है

इलेक्ट्रानिक विन्यास और उत्कृष्ट गैसो के गुणधर्मो में सामान्य प्रवृत्ति

तत्व	परमाणु क्रमांक	बाह्यतम इलेक्ट्रोनिक विन्यास	ΔH जमना	ΔH वाष्पण	आयनन एथैल्सी	क्वथनांक	गलंनाक	बांडर वार्ल्स त्रिज्या
He								
Ne								
Ar								
Kr								
Xe								
Rn								

ये सभी एक परमाणुक, रंगहीन गंधहीन गैसे होती हैं। यह पानी में बहुत कम विलेय होती है। इनके क्वथनांक और गलनांक बहुत कम होते हैं। उत्कृष्ट गैसों में अतंरा परमाणुक बल बहुत दुर्बल होते हैं। इसलिए यदि हिलियम को 2.2k और। वायुमण्डलीय दाब पर ठंडा किया जाता

20.9 उत्कृष्ट गैसों के यौगिक

आवर्त सारणी के वर्ग 18 में छः तत्व होते हैं–हीलियम, निओन, आरगन, क्रिप्टॉन, जीनॉन और रेडॉन। इन तत्वों को 'उत्कृष्ट गैसें' कहते हैं। उत्कृष्ट गैस नाम संकेत करता है कि ये अभिक्रियाशील होती हैं और ये उत्कृष्ट धातुओं जैसी क्रिया करने की इच्छुक नहीं होती हैं। हीलियम में दो इलेक्ट्रॉन होते हैं और एक पूर्ण कोश $1s^2$, बनाती है, इस वर्ग के दूसरे तत्व अपने बाह्य कोश में $ns^2\ np^6$. संवृत अष्टक रखते हैं। यह इलेक्ट्रॉनिक विन्यास स्थिर होता है और इन तत्वों के परमाणुओं में इलेक्ट्रॉन अधिक होता है। इसलिए उत्कृष्ट गैसों के परमाणु में इलेक्ट्रान खोने और ग्रहण करने की बहुत कम प्रवृति होती है। इसलिए इन तत्वों की रासायनिक क्रियाशीलता कम होती है।

उत्कृष्ट गैसों का पहला यौगिक जीनॉन पर PtF_6 की अभिक्रिया से 1962 में नील बारटलेट ने बनाया था। इसके बाद बहुत से अन्य जीनॉन यौगिक, मुख्यतः अत्यधिक विद्युतऋणी तत्वों (फ्लुओरीन और ऑक्सीजन) के साथ बनाए गए। He, Ne और Ar कोई यौगिक नहीं बनाते

हैं जबकि Kr, KrF_2 बनाता है। रेडॉन रेडियोएक्टिव तत्व है और इसके सभी समस्थानिकों का अर्ध आयु काल बहुत छोटा होता है।

जीनॉन के यौगिक

जीनॉन फ्लुओरीन से अभिक्रिया करके द्विअंगी फ्लोराइड XeF_2, XeF_4 और XeF_6 बनाती है। जो उत्पाद प्राप्त होता है वह तापमान और जीनॉन फ्लुओरीन के अनुपात पर निर्भर करता है। इसलिए

$$Xe + F_2 \xrightarrow{873\,K,\,1\text{ बार}} XeF_2(s)$$

(अनुपात 2:1)

$$Xe + 2F_2 \xrightarrow{873\,K,\,7\text{ बार}} XeF_4(s)$$

(अनुपात 1 : 5)

$$Xe + 3F_2 \xrightarrow{573\,K,\,60\text{ बार}} XeF_6\,(s)$$

(अनुपात 1 : 20)

XeF_2, XeF_4 और XeF_6 सभी सफेद ठोस होते हैं। ये 298 K पर शीघ्र ऊर्ध्वपाती हो जाते हैं। ये पानी के साथ विभिन्न प्रकार से अभिक्रिया करते हैं।

XeF_2 पानी में घुल जाती है और पानी में धीरे-धीरे जल-अपघटित होती है।

$$2\,Xe\,F_2 + 2H_2O \longrightarrow 2Xe + 4HF + O_2$$

XeF_4 और XeF_6 पानी से तीव्रता से अभिक्रिया करके जीनॉन ट्राइऑक्साइड और हाइड्रोजन फ्लोराइड बनाती हैं।

$$6\,XeF_4 + 12H_2O \longrightarrow 4\,Xe + 2XeO_3 + 24\,HF + 3O_2$$

$$XeF_6 + 3H_2O \longrightarrow XeO_3 + 6HF$$

XeF_6 आंशिक जल-अपघटित होकर जीनॉन ऑक्सोफ्लोराइड बनाती है।

$$XeF_6 + H_2O \longrightarrow XeOF_4 + 2HF$$

$$XeF_6 + 2H_2O \longrightarrow XeO_2F_2 + 4HF$$

जीनॉन फ्लोराइड प्रबल लूइस अम्लों के साथ अभिक्रिया करके संकुल बनाते हैं।

$$XeF_2 + PF_5 \longrightarrow [XeF]^+\,[PF_6]^-$$

$$XeF_4 + Sb\,F_5 \longrightarrow [XeF_3]^+\,[SbF_6]^-$$

XeF_6 फ्लोराइड दाताओं से फ्लोराइड ग्रहण करके फ्लोरोजीनेट ऋणायन भी बना सकता है।

$$XeF_6 + MF \longrightarrow M^+[XeF_7]^-\ (M = Na, K, Rb, Cs)$$

XeO_3 को XeF_6 के जल-अपघटन से बनाया जा सकता है

$$XeF_6 + 3H_2O \longrightarrow XeO_3 + 6HF$$

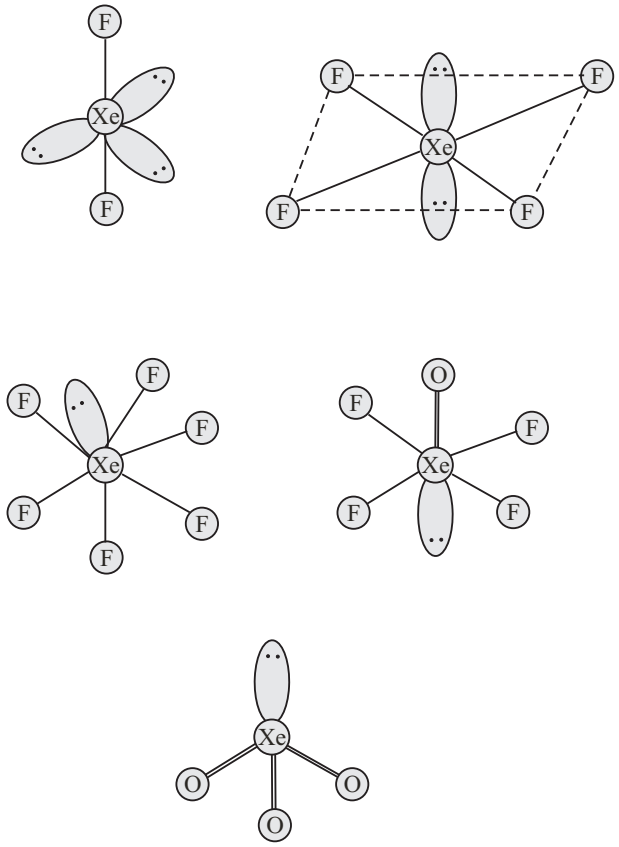
XeO_4 बेरियम परजीनेट की सांद्र सल्फ्यूरिक अम्ल के साथ अभिक्रिया से बनाया जा सकता है।

$$Ba_2XeO_6 + 2H_2SO_4 \longrightarrow XeO_4 + 2BaSO_4 + 2H_2O$$

जीनॉन यौगिकों की संरचनाएँ

साधारण जीनॉन फ्लोराइड और आक्साइडों की संरचनाओं और आकृतियों को नीचे दर्शाया गया है।

इन अणुओं की आकृतियों को VSEPR सिद्धांत स्पष्ट किया जा सकता है जिसके बारे में आप पहले ही रासायनिक आबंध में पढ़ चुके हैं।



चित्र 20.3 : *XeF_2, XeF_4, XeF_6, XeO_3 और $XeOF_4$ की संरचनाएँ*

दुर्बल होते हैं। इसलिए यदि हिलियम को 2.2k और। वायुमण्डलीय दाब पर ठंडा किया जाता है तो द्रव हिलीयम–II कहलाती है जिसके भौतिक गुणधर्म असामान्य होते हैं।

रेडान के अतिरिक्त अन्य उत्कृष्ट गैसे द्रवीय हवा के प्रभागी आसवन से प्राप्त की जा सकती है और धातुकर्मी प्रक्रमों में अक्रिय वायुमंडल उत्पन्न करने के लिए उत्कृष्ट गैसो का वृहत रुप में उपयोग करने के लिए उत्कृष्ट गैसो का वृहत रुप में उपयोग किया जाता है। द्रव के रुप में बहुत कम तापमान उत्पन्न करने में इनका उपयोग होता है। हल्की और अज्वलनशील होने के कारण हीलियम का उपयोग हवाई जहाजों और गुब्बारों के भरने में होता है।

हीलियम–आक्सीजन के मिश्रण को नाइट्रोजन–आक्सीजन से

आपने क्या सीखा

- जबकि सल्फर S_8 अणुओं के रूप में होता है लेकिन ऑक्सीजन O_2 अणु अणु के रूप में होती है। ये दोनों तत्व द्विसंयोजक ऋणायन बनाते हैं लेकिन सल्फर +4 और +6 आक्सीकरण अवस्था भी दर्शाती है। ऑक्सीजन और सल्फर वर्ग 16 की अधातुएँ होती हैं।
- ऑक्सीजन के अन्य तत्वों के साथ द्विअंगी यौगिकों को ऑक्साइड कहते हैं। ऑक्साइडों को अम्लीय, क्षारीय और उभयधर्मी में वर्गीकृत किया जा सकता है।
- ओजोन ऑक्सीजन का अपररूप है और इसे सीमेन ओजोनाइजर के द्वारा बनाया जाता है।
- सल्फ्यूरिक अम्ल, प्रबल अम्ल की प्रकृति दर्शाता है और इसके आक्सीकारक और निर्जलीकरण गुणधर्म होते हैं।
- क्लोरीन बड़ी संख्या में ऑक्सीअम्ल : $HOCl$, $HClO_2$, $HClO_3$ और $HClO_4$ बनाती है।
- हैलोजनों के एक दूसरे के साथ बने द्विअंगी यौगिक को अंतरा-हैलोजन यौगिक कहते हैं।
- हैलोजनों को आवर्त सारणी के वर्ग 17 में रखा गया है। इस वर्ग के सभी सदस्य बहुत अधिक क्रियाशील होते हैं। वे परिवर्ती आक्सीकरण अवस्थाएँ दर्शाते हैं। हैलोजन दूसरे हैलोजनों से क्रिया करके अंतरा-हैलोजन बनाते हैं। हैलोजन (फ्लुओरीन) उत्कृष्ट गैसों से भी अभिक्रिया कर सकती है। हैलोजन हाइड्रोजन से अभिक्रिया करके हाइड्रोअम्ल बनाती है।
- क्लोरोफ्लोरोकार्बनों को फ्रीओन कहते हैं जोकि ओजोन का अपघटन कर देते हैं और इसलिए पर्यावरण के लिए खतरा होते हैं।
- हीलियम, नीओन, आरगन, क्रिप्टॉन, जीनॉन और रेडॉन वर्ग 18 के सदस्य हैं और इनको एक साथ उत्कृष्ट गैसें कहते हैं।
- जीनॉन फ्लुओरीन से अभिक्रिया करके XeF_2, XeF_4 और XeF_6 बनाती है।

पाठांत प्रश्न

1. निम्न में से कौन-सा ऑक्साइड अम्ल और क्षार दोनों से अभिक्रिया कर सकता है

   SO_2, CaO, ZnO, MgO ?

2. उन दो ऑक्साइडों के नाम लिखिए जोकि अम्लों या क्षारों से अभिक्रिया नहीं करते हैं।
3. क्या ओजोन ऑक्सीजन का अपररूप है? पानी में कौन-सी गैस अधिक घुलनशील है–ऑक्सीजन या ओजोन?

4. केंद्रीय ऑक्सीजन परमाणु की O_3 में क्या संकरण अवस्था होती है?
5. ओजोन मरकरी पूंछ क्यों बनाती है?
6. ओजोन का कौन सा गुणधर्म इसे विरंजक बनाता है?
7. कॉन्टैक्ट प्रक्रम में सल्फ्यूरिक अम्ल का निर्माण करते समय SO_2 को SO_3 में परिवर्तित करने के लिए किन परिस्थितियों की आवश्यकता होती है।
8. ओलियम क्या है?
9. सल्फ्यूरिक अम्ल को रासायनिकों का राजा क्यों कहा जाता है?
10. फ्लुओरीन किसी भी अंतराहैलोजन यौगिक में केन्द्रीय परमाणु का कार्य नहीं करती है क्यों?
11. BrF_4^- की संरचना का रेखाचित्र बनाइए।
12. जलीय विलयन में हाइड्रोजन हैलाइडों को अम्ल प्रबलता के क्रम में व्यवस्थित कीजिए।
13. F_2O को फ्लुओरीन ऑक्साइड क्यों नहीं कहते हैं? जबकि इसे ऑक्सीजन फ्लोराइड OF_2 कहते हैं।
14. क्लोरीन के आक्सीअम्लों में से कौन सा प्रबलतम अम्ल है और क्यों?
15. क्या होता है जब XeF_4, SbF_5 के साथ अभिक्रिया करती है? अभिक्रिया के लिए पूर्ण समीकरण लिखिए।

पाठगत प्रश्नों के उत्तर

20.1

1. क्षारीय ऑक्साइड : CaO; अम्लीय ऑक्साइड : SO_2 ; उभयधर्मी ऑक्साइड : ZnO
2. अम्लीय ऑक्साइड : SiO_2, SO_2, CrO_3

   क्षारीय ऑक्साइड : K_2O, FeO

   उभयधर्मी ऑक्साइड : Al_2O_3, ZnO
3. $ZnO + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2O$

   $ZnO + 2NaOH \longrightarrow Na_2Zn\,O_2 + H_2O$
4. वर्ग 1 का ऑक्साइड K_2O और वर्ग 2 का ऑक्साइड BaO

   $K_2O + 2HCl \longrightarrow 2KCl + H_2O$

   $BaO + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + H_2O$

20.2

जब ईथीन से ओजोन संयुक्त होती है तो ओजोनीकृत बनता है, इसलिए

$$CH_2 = CH_2 + O_3 \longrightarrow \begin{matrix} CH_2 - O - CH_2 \\ | \quad\quad\quad | \\ O \text{———} O \end{matrix}$$

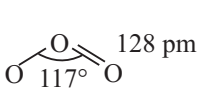
यह जल अपघटित होने पर HCHO देता है

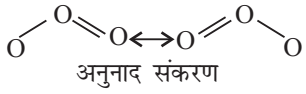
$$\begin{matrix} CH_2 - O - CH_2 \\ | \quad\quad\quad | \\ O \text{———} O \end{matrix} + H_2O \longrightarrow 2HCHO + H_2O_2$$

2. (i) $2FeSO_4 + O_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2O + O_2$

   (ii) $3SnCl_2 + O_3 + 6HCl \longrightarrow 3\,SnCl_4 + 3H_2O$

3. ओजोन ऑक्सीजन से 10 गुना अधिक घुलनशील होती है।

4. 



अनुनाद संकरण

5. पारा अपनी उत्तल मैनिस्कस खो देता है तथा यह काँच की सतह पर बहुत ही महीन एवं छोटी-छोटी बूंदों के अंश या पूँछ छोड़ देता है। यह मरक्युरस ऑक्साइड बनने के कारण होता है। पूँछ का प्रभाव तनु अम्ल से धोकर हटाया जा सकता है।

20.3

1 (i) सांद्र सल्यूरिक अम्ल का आक्सीकारक गुणधर्म. H_2SO_4

$$Cu + 2H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

(ii) निर्जलीकरण गुणधर्म : यह चीनी से पानी हटा देता है

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2SO_4 \longrightarrow 12C + 11\,H_2O$$

2. सल्फ्यूरिक अम्ल का संक्षारक कुहासा बनता है

3. $2SO_2 + O_2 \xrightarrow[720\,K]{V_2O_5} 2SO_3$

20.4

1. फ्लुओरीन
2. फ्लुओरीन
3. $2\,NaCl + 3H_2SO_4 + MnO_2 \longrightarrow MnSO_4 + 2NaHSO_4 + 2H_2O + Cl_2$
4. $HI > HBr > HCl > HF$
5. क्लोरोफ्लोरोकार्बन (या फ्रीओन)