अध्याय-7 P-ब्लॉक के तत्व

वे तत्व जिनका अन्तिम इलेक्ट्रान बाह्यतम कोश के P- उपकोश में प्रवेश करता है, P-ब्लॉक के तत्व कहलाते है इनका सामान्य इलेक्ट्रानिक विन्यास ns^2, np^{1-6} होता है।

वर्ग-15

आवर्त	तत्व	इलेक्ट्रानिक विन्यास
II	$_7N$	$[He]\ 2s^2 2p^3$
III	$_{15}P$	$[Ne]\ 3s^2 3p^3$
IV	$_{33}As$	$[Ar]\ 3d^{10} 4s^2 4p^3$
V	$_{51}Sb$	$[Kr]\ 4d^{10} 5s^2 5p^3$
VI	$_{83}Bi$	$[Xe]\ 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^3$

वर्ग-15 के तत्वों की विशेषतायें-

आकार- वर्ग (समूह) में ऊपर से नीचे जाने पर परमाणु संख्या में वृद्धि के साथ आयतन एवं त्रिज्या भी बढ़ती है अर्थात आकार बढ़ता है।

$$N < P < As < Sb < Bi$$

आयनन ऊर्जा- समूह में ऊपर से नीचे जाने पर आयनन ऊर्जा का मान घटता है

$$N > P > As > Sb > Bi$$

धनत्व - इस समूह में ऊपर से नीचे जाने पर धनत्व क्रमशः बढ़ता है।

धात्विक गुण - इस समूह में धात्विक गुण ऊपर से नीचे जाने पर बढ़ता है।

N तथा P	As तथा Sb	Bi
अधातु	उपधातु	धातु

गलनांक एवं क्वथनांक - इसमें नीचे जाने पर गलनांक तथा क्वथनांक पहले N से As तक बढ़ते है और फिर As से Bi तक कम हो जाते है

$N < P < As > Sb < Bi$ (गलनांक)
$N < P < As > Sb > Bi$ क्वथनांक

आक्सीकरण संख्या -

$_7N$ – $-3, +3$
$_{15}P$ – $-3, +3, +5$
$_{33}As$ – $+3$
$_{51}Sb$ – $+3$
$_{83}Bi$ – $+3$

प्रश्न - अक्रिय युग्म प्रभाव किसे कहते है ?
उत्तर - d-ब्लॉक के पश्चात p-ब्लॉक के सदस्यों में परिरक्षण प्रभाव नगण्य होने के कारण ns कक्षक के e^- अक्रियशील हो जाते है जिससे संयोजकता मे दो की कमी होती है इसे अक्रिय युग्म प्रभाव कहते है।

प्रश्न - $SbCl_3$ स्थाई है, जबकि $SbCl_5$ अस्थाई, क्यों ?
उत्तर - $SbCl_3$ मे अक्रिययुग्म प्रभाव उपस्थित होने के कारण स्थाई है

आण्विक अवस्था - नाइट्रोजन सामान्यतः द्विपरमाणुक गैसीय अणु ($N \equiv N$) के रूप में रहता है किन्तु अन्य सदस्य चतुष्फलकीय अणु (P_4, As_4, Sb_4) के रूप में रहते हैं और अपररूप बनाते हैं Bi एक द्विपरमाणुक ठोस है एवं रेडियो सक्रिय तत्व है।

प्रश्न - N_2 - कमरे के ताप स्थाई या क्रियाशील होता है, क्यों ?

उत्तर - N_2 गैस में दो नाइट्रोजन परमाणु के मध्य त्रिबन्ध ($N \equiv N$) पाया जाता है जिसकी बंध वियोजन ऊर्जा 941.4 kJ/mole होती है अतः यह अधिक बंध ऊर्जा के कारण अक्रियाशील होता है।

रासायनिक गुण -
समूह 15 के तत्वों का हाइड्रोजन से क्रिया -
समूह 15 के तत्वा हाइड्रोजन से क्रिया करके हाइड्राइड (MH_3) का निर्माण करते है -

NH_3 - अमोनिया , PH_3 - फॉस्फीन
AsH_3 - आर्सीन , SbH_3 - स्टिबिन
BiH_3 - बिस्मथीन

* हाइड्राइडों की विशेषतायें -
तापीय स्थाइत्व - समूह मे ऊपर से नीचे की ओर बढने पर तत्वों को हाइड्राइडों के स्थायित्व घटते है।

$NH_3 > PH_3 > AsH_3 > SbH_3 > BiH_3$

क्रियाशीलता - समूह में ऊपर से नीचे जाने पर तत्वों के हाइड्राइडों की क्रियाशीलता बढ़ती है

$NH_3 < PH_3 < AsH_3 < SbH_3 < BiH_3$

अपचायकता - इस समूह के हाइड्राइड अच्छे अपचायक होते हैं तथा इनकी अपचायक क्षमता NH_3 से BiH_3 तक बढ़ती है.

$NH_3 < PH_3 < AsH_3 < SbH_3 < BiH_3$

क्वथनांक एवं गलनांक - ऊपर से नीचे जाने पर क्वथनांक एवं गलनांक क्रमशः बढ़ता है।

$NH_3 < PH_3 < AsH_3 < SbH_3 < BiH_3$

आबंध कोण -

$NH_3 > PH_3 > AsH_3 > SbH_3 > BiH_3$

$107^\circ \quad 94^\circ \quad 92^\circ \quad 91^\circ \quad 90^\circ$

प्रश्न - NH_3 का क्वथनांक PH_3 से अधिक होता है क्यों ?

उत्तर - NH_3 में अंतराण्विक H-बंध उपस्थित होने के कारण।

अध्याय - 7 P-ब्लॉक के तत्व

वर्ग 15 के यौगिक -

(1) नाइट्रोजन (N_2) - वायु में इसकी उपलब्धता 78% होती है यह द्विपरमाणुक अणु के रूप में रहता है अतः इसे डाइनाइट्रोजन कहा जाता है।

⇒ N_2 के बनाने की विधियाँ -

प्रयोगशाला विधि - प्रयोगशाला में गाढ़ सोडियम नाइट्राइट तथा सान्द्र अमोनियम क्लोराइड के विलयन को गर्म करते हैं जिससे सोडियम क्लोराइड एवं अमोनियम नाइट्राइट बनता है NH_4NO_2 के अपघटन के पश्चात N_2 निर्मित होती है

$$NH_4Cl + NaNO_2 \xrightarrow{\Delta} NaCl + NH_4NO_2$$

$$NH_4NO_2 \xrightarrow{\Delta} 2H_2O + N_2\uparrow$$

औद्योगिक विधि - इस विधि में अमोनियम डाइक्रोमेट गर्म करने पर N_2 गैस देता है, जबकि पोटैसियम डाइक्रोमेट, NH_4Cl से क्रिया करके N_2 गैस देता है।

$$(NH_4)_2Cr_2O_7 \xrightarrow{\Delta} Cr_2O_3 + 4H_2O + N_2$$

अमोनियम डाइक्रोमेट — क्रोमिक ऑक्साइड (हरारंग)

$$2NH_4Cl + K_2Cr_2O_7 \longrightarrow Cr_2O_3 + 2KCl + 4H_2O + N_2$$

एजाइड के तापीय अपघटन द्वारा -

$$2NaN_3 \xrightarrow{\Delta} 2Na + 3N_2$$

सोडियम एजाइड

$$Ba(N_3)_2 \longrightarrow Ba + 3N_2$$

बेरियम एजाइड

⇒ N_2 के रासायनिक गुण

H_2 से क्रिया -

$$N_2 + 3H_2 \xrightarrow[773K]{Fe/Mo} 2NH_3$$

O_2 से क्रिया - नाइट्रोजन विद्युत - स्फुलिंग की उपस्थित में आक्सीजन से क्रिया करके नाइट्रिक आक्साइड (NO) बनाता है।

$$N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$$

कैल्सियम कार्बाइड से क्रिया -

$$CaC_2 + N_2 \xrightarrow{1000°C} \underset{\text{कैल्सियम सायनेमाइड}}{CaCN_2} + \underset{\text{कार्बन}}{C}$$

धातुओं से क्रिया - धातुओं के साथ गर्म करने पर यह संगत आयनिक नाइट्राइडों का निर्माण करती है।

$$3Mg + N_2 \longrightarrow Mg_3N_2$$

$$2Al + N_2 \longrightarrow 2AlN$$

(2) अमोनिया (NH_3) - नाइट्रोजन के प्रमुख यौगिकों में अमोनिया (NH_3) एक महत्वपूर्ण यौगिक है यह नाइट्रोजन का एक स्थाई हाइड्राइड है

⇒ NH_3 बनाने की विधियाँ —

प्रयोगशाला विधि - अमोनियम क्लोराइड (NH_4Cl) तथा बुझे हुये चूने के मिश्रण को गर्म करके अमोनिया प्राप्त किया जाता है।

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \xrightarrow{\Delta} CaCl_2 + 2NH_3 + 2H_2O$$

अमोनियम क्लोराइड — कैल्सियम हाइड्रॉक्साइड — कैल्सियम क्लोराइड — अमोनिया — जल

औद्योगिक विधि - हैबर विधि - शुद्ध नाइट्रोजन तथा हाइड्रोजन को 1:3 के अनुपात में लेकर गर्म करने पर अमोनिया का निर्माण होता है

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g) + 23400 \text{ कैलोरी}$$

अमोनिया

यूरिया से -

$$NH_2CONH_2 + 2NaOH \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3 + 2NH_3$$

⇒ NH_3 के रासायनिक गुण

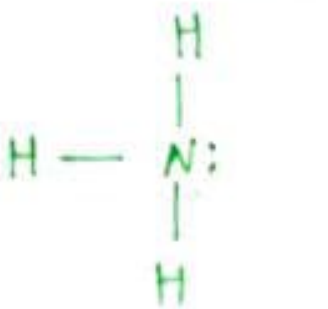
दहन - यह न तो स्वयं जलती है न ही दूसरे पदार्थों को जलाने में सहायक है। O_2 के NH_3 का मिश्रण पीली लौ के साथ जलकर N_2 का निर्माण करता है।

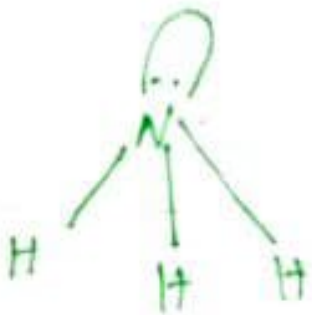
$$4NH_3 + 3O_2 \longrightarrow 2N_2 + 6H_2O$$

तापीय स्थायित्व - यह उच्च ताप 1700°C पर प्रवाहित करने पर अपने अवयवों में टूट जाता है।

$$2NH_3 \rightleftharpoons N_2 + 3H_3$$

NH_3 की संरचना -





⇒ 3σ + 1 lp
⇒ sp^3
⇒ पिरामिडल
⇒ 107°

(3) नाइट्रिक अम्ल (HNO_3) - नाइट्रिक अम्ल का निर्माण सर्वप्रथम ग्लॉबर ने सन 1658 में शोरे (KNO_3) तथा सल्फ्यूरिक अम्ल के मिश्रण को गर्म करके किया था इस कारण इसे शोरे का अम्ल भी कहा जाता है।

⇒ HNO_3 बनाने की विधियाँ -

प्रयोगशाला विधि - पोटैशियम नाइट्रेट (साल्टपीटर, KNO_3) या सोडियम नाइट्रेट (चिली साल्टपीटर, $NoNO_3$) तथा सल्फ्यूरिक अम्ल की क्रिया द्वारा नाइट्रिक अम्ल का निर्माण किया जाता है।

$$KNO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow KHSO_4 + HNO_3$$

$$NoNO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow NaHSO_4 + HNO_3$$

ओस्टवाल्ड प्रक्रम - यह प्रक्रम तीन भागों में पूर्ण होता है।

उत्प्रेरक कक्ष में-

$$4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow[800^\circ C]{Pt} 4NO + 6H_2O$$

आक्सीकरक स्तम्भ में -

$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$$

अवशोषण स्तम्भ में

$$2NO_2 + H_2O \longrightarrow HNO_3 + HNO_2$$

$$3HNO_2 \longrightarrow HNO_3 + 2NO + H_2O$$

⇒ HNO_3 के रासायनिक गुण

आक्सीकारक गुणधर्म- यह एक प्रबल आक्सीकारक तथा अपचायकों के साथ क्रिया पर नवजात आक्सीजन देता है

$$2HNO_3 \longrightarrow 2NO_2 + H_2O \uparrow + [O]$$

$$2HNO_3 \longrightarrow N_2O_5 + H_2O$$

अधातुओं का आक्सीकरण -

(i) कार्बन से अभिक्रिया -

$$C + 4HNO_3 \longrightarrow 4NO_2 \uparrow + CO_2 \uparrow + 2H_2O$$

(ii) फॉस्फोरस से अभिक्रिया

$$2P + 10HNO_3 \longrightarrow 2H_3PO_4 + 10NO_2 \uparrow + 2H_2O$$

फास्फोरिक अम्ल

(iii) सल्फर के साथ अभिक्रिया - HNO_3 का सल्फर के साथ अभिक्रिया होने पर H_2SO_4 निर्मित होता है।

$$S + 6HNO_3 \longrightarrow H_2SO_4 + 6NO_2\uparrow + 2H_2O$$

धातुओं का आक्सीकरण -

(i) कापर के साथ अभिक्रिया - कॉपर की 20% तनु व ठण्डे HNO_3 से क्रिया कराने पर $Cu(NO_3)_2$, N_2O तथा जल का निर्माण होता है।

$$4Cu + 10HNO_3 \longrightarrow 4Cu(NO_3)_2 + NO_2\uparrow + 5H_2O$$

कॉपर नाइट्रेट

(ii) जस्ते से क्रिया - Zn का ठण्डे और अति तनु HNO_3 से क्रिया द्वारा NH_4NO_3 का निर्माण होता है।

$$4Zn + 10HNO_3 \longrightarrow 4Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 8H_2O$$

जिंक नाइट्रेट — अमोनियम नाइट्रेट

(iii) लोहे से अभिक्रिया - लोहे (Fe) की ठण्डे तथा तनु HNO_3 (6%) से क्रिया द्वारा अमोनियम नाइट्रेट का निर्माण होता है।

$$4Fe + 10HNO_3 \longrightarrow 4Fe(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$$

फेरस नाइट्रेट

अध्याय - 7 P- ब्लॉक के तत्व

फॉस्फोरस (Phosphorus) - यह हड्डियों, दाँतों, रक्त तथा तंत्रिका ऊतकों का आवश्यक अवयव है। यह पौधों की वृद्धि के लिए आवश्यक तत्व है। अस्थि भस्म (प्राणी-चारकोल) में लगभग 80% कैल्सियम फॉस्फेट होता है। शीले ने 1771 में हड्डी की राख से इसे प्राप्त किया था

फॉस्फोरस के अपरूप - इसके प्रमुख अपरूप निम्नलिखित है।

(1) सफेद फॉस्फोरस - फॉस्फोरस की वाष्प को शीघ्रतापूर्वक ठण्डा करने पर जो फास्फोरस प्राप्त होता है उसे सफेद फास्फोरस कहते है।

बनाने की विधि -

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 \xrightarrow{\text{गर्म}} 2H_3PO_4 + 3CaSO_4\downarrow$$

कैल्सियम फॉस्फेट (हड्डी की राख से) — सल्फ्यूरिक अम्ल — आर्थोफास्फोरिक अम्ल — कैल्सियम सल्फेट

$$H_3PO_4 \xrightarrow{\text{गर्म}} HPO_3 + H_2O$$

आर्थोफास्फोरिक अम्ल — मेटाफास्फोरिक अम्ल — जल

$$4HPO_3 + 10C \xrightarrow{\text{गर्म}} P_4 + 10CO + 2H_2O$$

मेटाफॉस्फोरिक अम्ल — कार्बन — सफेद फास्फोरस (वाष्प) — कार्बनमोनो ऑक्साइड — जल

Scanned by CamScanner

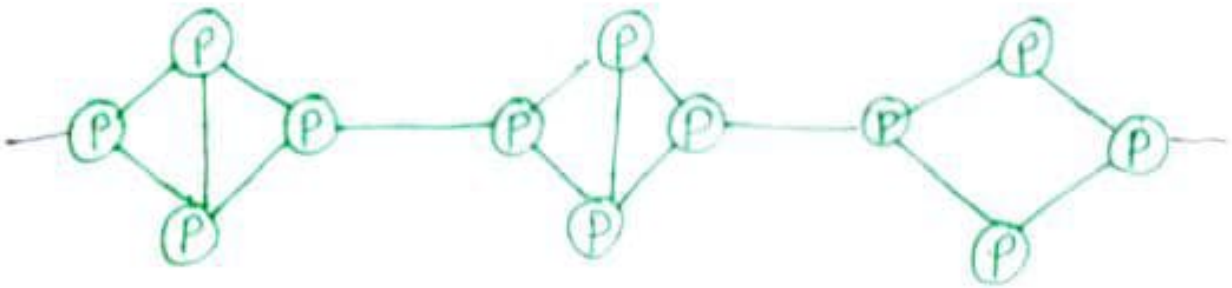
लाल फास्फोरस - श्वेत फास्फोरस को 573 K ताप पर गर्म करने से लाल फास्फोरस का निर्माण होता है। यह विशेला तथा ज्वलन शील होता है जिसका उपयोग माचिस उद्योग में किया जाता है

बनाने की विधि

$$n\,P_4 \xrightarrow{573\,K} (P_4)_n$$

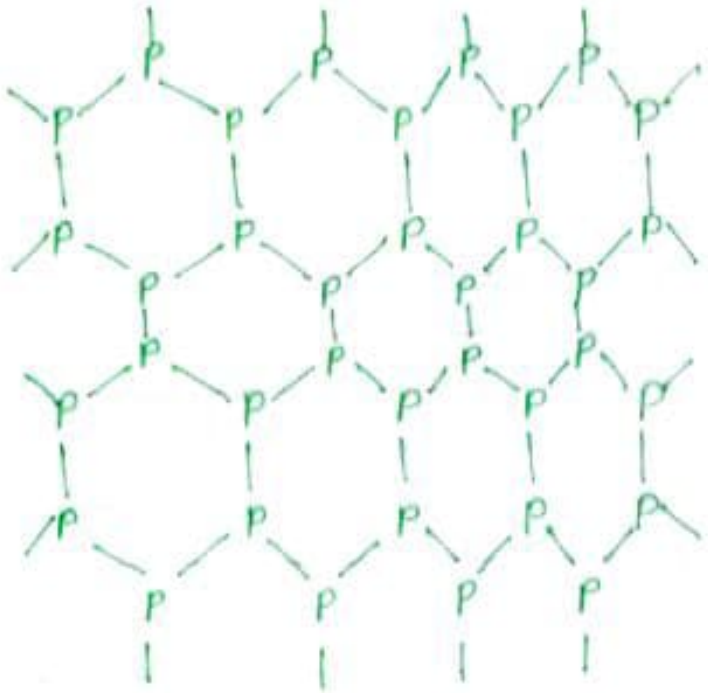
श्वेत फॉस्फोरस — लाल फास्फोरस

संरचना - यह चतुष्फलकीय रूप से बंधी P_4 शृंखलाओं के रूप में पाया जाता है



काला फास्फोरस - काला फास्फोरस की दो अवस्थायें है α-काला फास्फोरस एवं β काला फास्फोरस। α-काला फास्फोरस प्राप्त करने के लिए लाल फास्फोरस को 530°C पर गर्म करते है। यह वायुमण्डल में आक्सीकृत नही होता β-काला फोस्फोरस को प्राप्त करने के लिए सफेद फोस्फोरस को 200°C तथा उच्च दाब पर गर्म करते है। यह भी वायु मण्डल मे 400°C ताप पर आक्सीकृत नहीं होता है।

संरचना - β- काला फास्फोरस, फॉस्फोरस का एकमात्र अपरूप है, जिसकी संरचना निश्चित रूप से ज्ञात है। यह क्रिस्टलीय होता है तथा विभिन्न परतों का बना होता है अतः इसमें प्रत्येक P परमाणु समीपवर्ती परमाणुओं के साथ सहसंयोजक आबंध द्वारा जुड़ा होता है।



β - काले फास्फोरस की परत संरचना

फॉस्फोरस के यौगिक :-

⇒ ~~फॉस्फोरस हैलाइड~~

फास्फोरस ट्राई हैलाइड - PCl_3, PBr_3, PI_3

फास्फोरस पेन्टा हैलाइड - PCl_5, PBr_5, PI_5

फास्फोरस ट्राइक्लोराइड - फास्फोरस त्रिसंयोजी रूप में PCl_3 बनाता है

~~बनाने की विधि~~ - श्वेत फास्फोरस को शुष्क क्लोरीन गैस के साथ गर्म करने फास्फोरस ट्राइ क्लोराइड प्राप्त होता है।

$P_4 + 6Cl_2 \longrightarrow 4PCl_3$

शुष्क क्लोरीन — फास्फोरस ट्राई क्लोराइड

(ii) सफेद फास्फोरस पर थायोनिल क्लोराइड की क्रिया से PCl_3 प्राप्त करते हैं।

$P_4 + 8SOCl_2 \longrightarrow 4PCl_3 + 4SO_2 + 2S_2Cl_2$

थायोनिल क्लोराइड

PCl_3 के रासायनिक गुण -

(i) यह जल द्वारा अत्यधिक जलयोजित हो जाता है

$PCl_3 + 3H_2O \longrightarrow 3HCl + H_3PO_3$

आर्थोफास्फोरस अम्ल

(ii) हाइड्रोक्सिल समूह युक्त कार्बनिक यौगिकों के साथ यह प्रतिस्थापन क्रिया प्रदर्शित करता है

$3C_2H_5OH + PCl_3 \longrightarrow 3C_2H_5Cl + H_3PO_3$

एथिल एल्कोहल — एथिल क्लोराइड

$3CH_3COOH + PCl_3 \longrightarrow 3CH_3COCl + H_3PO_3$

ऐसीटिक अम्ल — ऐसीटिल क्लोराइड

फॉस्फोरस पेन्टाक्लोराइड - फास्फोरस पंचसंयोजी के रूप में PCl_5 बनाता है।

PCl_5 बनाने की विधि -

(i) प्रयोगशाला में इसे PCl_3 तथा Cl_2 की क्रिया द्वारा प्राप्त किया जाता है।

$$PCl_3 + Cl_2 \xrightarrow{\text{ठण्डा}} PCl_5$$

(ii) PCl_5 को श्वेत P_4 के साथ शुष्क क्लोरीन की आधिक्यतम मात्रा की क्रिया से प्राप्त किया जाता है

$$P_4 + 10Cl_2 \longrightarrow 4PCl_5$$

(ii) यह सफेद फास्फोरस अथवा PCl_3 पर SO_2Cl_2 की क्रिया से भी बनाया जाता है

$$P_4 + 10\,SO_2Cl_2 \longrightarrow 4PCl_5 + 10\,SO_2\uparrow$$
$$PCl_3 + SO_2Cl_2 \longrightarrow PCl_5 + SO_2\uparrow$$

PCl_5 के रासायनिक गुण -

(i) H_2O की PCl_5 से क्रिया से आर्थोफॉस्फोरिक अम्ल का निर्माण होता है।

$$PCl_5 + 4H_2O \longrightarrow \underset{\text{आर्थोफास्फोरिक अम्ल}}{H_3PO_4} + 5HCl$$

(ii) PCl_5 को गर्म करने पर PCl_3 एवं Cl_2 बनत है।

$$PCl_5 \xrightarrow{\Delta} PCl_3 + Cl_2$$

फॉस्फीन Phosphine (PH_3) — फास्फीन की खोज 1783 में जेनगैम्बर ने की थी। पेड़-पौधों व अन्य कार्बनिक पदार्थों के सड़ने से दलदली स्थानों में फॉस्फीन गैस उत्पन्न होती है और वायु में जलती है, जिससे चमक पैदा होती है।

PH_3 बनाने की विधियाँ -

प्रयोगशाला विधि - प्रयोगशाला में फॉस्फीन सफेद फास्फोरस को CO_2 के अक्रिय वातावरण में सान्द्र NaOH विलयन के साथ गर्म करके बनायी जाती है।

$$P_4 + 3NaOH + 3H_2O \longrightarrow \underset{\text{सोडियम हाइपो फास्फाइट}}{3NaH_2PO_2} + \underset{\text{फॉस्फीन}}{PH_3}\uparrow$$

धातु फॉस्फाइड द्वारा - धात्विक फॉस्फाइड को जल या तनु अम्लों के साथ जल अपघटित करके फास्फीन गैस प्राप्त होती है।

$$Na_2P + 3H_2O \longrightarrow PH_3 + 3NaOH$$

$$Ca_3P_2 + 6H_2O \longrightarrow 2PH_3 + 3Ca(OH)_2$$

PH_3 के रसायनिक गुणधर्म -

विलेयता - फॉस्फीन अमोनिया के समान जल में अत्यधिक विलेय नहीं है। इसका जलीय विलयन उदासीन होता है।

अपघटन - यह 440°C पर अपघटित होकर लाल फास्फोरस एवं हाइड्रोजन गैस देता है।

$4PH_3 \xrightarrow{440°C} P_4 + 6H_2$

लाल फास्फोरस

ज्वलनशीलता - यह आक्सीजन में 150°C पर जल कर P_2O_5 का धुँआ उत्पन्न करता है।

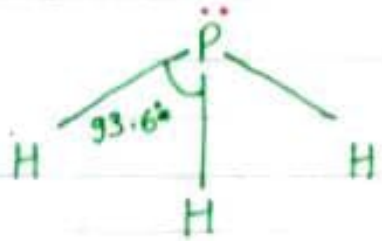
$2PH_3 + 4O_2 \xrightarrow{150°C} P_2O_5 + 3H_2O$

हैलोजन अम्लों से अभिक्रिया - फास्फीन हैलोजन अम्लों के साथ अभिक्रिया करके फास्फोनियम लवण बनाती है

$PH_3 + HI \longrightarrow PH_4I$

फास्फोनियम आयोडाइड

PH_3 की संरचना - PH_3 एक सहसंयोजक अणु है, जिसमें P-परमाणु पर एकाकी इलेक्ट्रान युग्म होता है जिसके कारण इसकी पिरैमिडी संरचना होती है



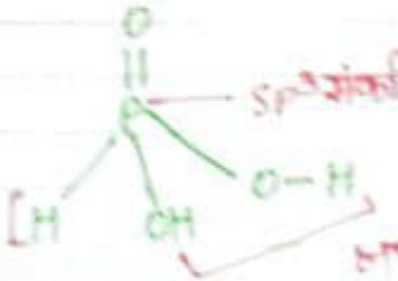
$3\sigma + 1lp$

sp^3 संकरण

फास्फीन की संरचना

फास्फोरस के ऑक्सी अम्ल -

⇒ आर्थो फॉस्फोरस अम्ल — H_3PO_3



sp^3 संकरित

बंधकता = 2
ऑक्सीकरण संख्या = +3

बंधकता के लिए उत्तरदायी

अम्लीय गुण के लिए उत्तरदायी

⇒ हाइपोफॉस्फोरस अम्ल (H_3PO_2)

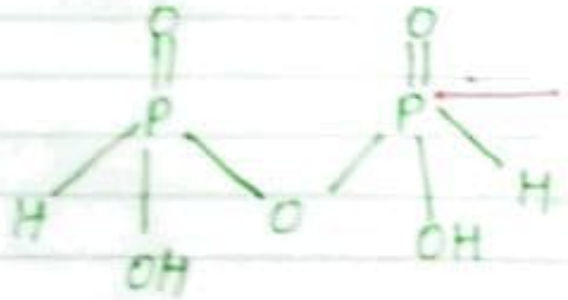
sp^3 संकरित

बंधकता = 1
ऑक्सीकरण सं० = +1

OH] बंधकता के लिए उत्तरदायी

अम्लीय गुण के लिए उत्तरदायी

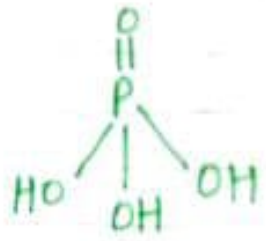
⇒ पायरोफॉस्फोरस अम्ल



sp^3 संकरित

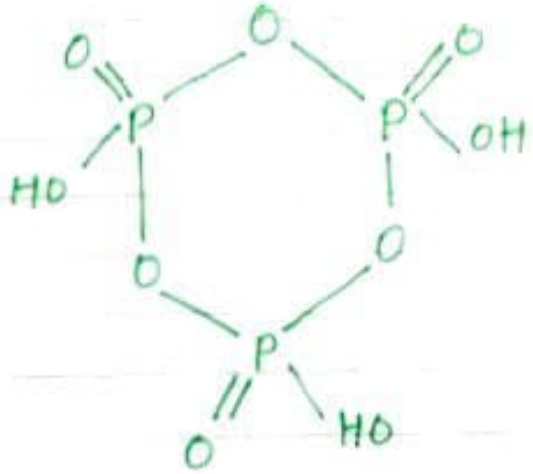
बंधकता = 2
ऑक्सीकरण संख्या = +3

⇒ ऑर्थोफॉस्फोरिक अम्ल (H_3PO_4)



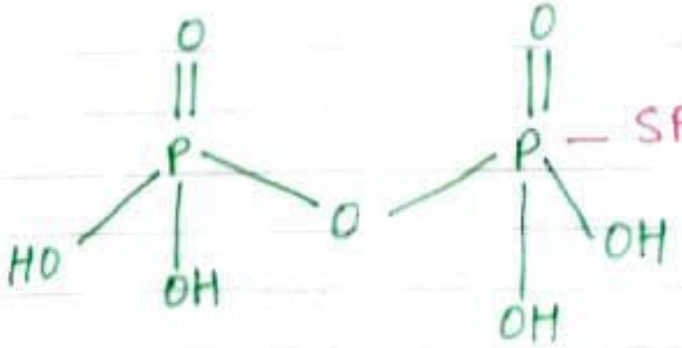
क्षारकता = 3
ऑक्सीकरण सं. = +5

⇒ मेटाफॉस्फोरिक अम्ल $(HPO_3)_3$



क्षारकता = 3
ऑक्सीकरण सं. = +5

⇒ पायरोफास्फोरिक अम्ल ($H_4P_2O_7$)



sp^3 संकरित

क्षारकता = 4
ऑक्सीकरण संख्या = +5

अध्याय-7 p-ब्लाक के तत्व

समूह 16 के तत्व - आवर्त सारणी में समूह 16 (VI A) आक्सीजन परिवार कहलाता है आक्सीजन परिवार के तत्वों को संयुक्त रूप से कैल्कोजन भी कहते हैं। इसके सभी तत्वों की बाह्यतम कक्षा का सामान्य इलेक्ट्रानिक विन्यास ns^2np^4 (जहाँ n = बाह्यतम कक्षा) है इनकी संयोजी कोश में 6 इलेक्ट्रान होते हैं।

तत्व	संकेत	इलेक्ट्रानिक विन्यास
आक्सीजन	$_8O$	$[He]\ 2s^2 2p^4$
सल्फर	$_{16}S$	$[Ne]\ 3s^2 3p^4$
सेलेनियम	$_{34}Se$	$[Ar]\ 3d^{10}, 4s^2 4p^4$
टेल्यूरियम	$_{52}Te$	$[Kr]\ 4d^{10}, 5s^2 5p^4$
पोलोनियम	$_{84}Po$	$[Xe]\ 4f^{14}, 5d^{10} 6s^2 6p^4$

भौतिक गुण –

आकार - इस समूह के तत्वों के परमाणु आयतन एवं त्रिज्या समूह में नीचे की ओर जाने पर क्रमशः बढ़ते हैं।

$$O < S < Se < Te < Po$$

आयनन एन्थैल्पी - समूह में नीचे जाने पर आयनन एन्थैल्पी में कमी होती है।

$$O > S > Se > Te > Po$$

इलेक्ट्रान बन्धुता - समूह में नीचे जाने पर इसका मान S से Te तक घटता है किन्तु आकार छोटा होने के कारण आक्सीज

इलेक्ट्रान बन्धुता S से कम होता है।

$O < S > Se > Te > Po$

विद्युत ऋणात्मकता - फ्लुओरीन के बाद आक्सीजन सबसे अधिक विद्युत ऋणात्मक तत्व है। समूह में नीचे की ओर बढ़ने पर विद्युत ऋणात्मकता का मान क्रमशः घटता जाता है

$O > S > Se > Te > Po$

संयोजकता - समूह 16 के तत्वों की सामान्य संयोजकता २ होती है, परन्तु आक्सीजन के अतिरिक्त शेष तत्वों में रिक्त d - कक्षकों की उपस्थिती के कारण ये 4 तथा 6 संयोजकता प्रदर्शित करते हैं।

आक्सीकरण संख्या - इस समूह के तत्वों की सामान्य आक्सीकरण संख्या +2 होती है पोलोनियम -२ आक्सीकरण संख्या प्रदर्शित नहीं करता है।

गलनांक तथा क्वथनांक - समूह में नीचे की ओर जाने पर, वाण्डरवाल्स अन्तराअणुक बलों का मान बढ़ता जाता है, जिसके कारण इनका गलनांक एवं क्वथनांक भी क्रमशः बढ़ते हैं।

प्रश्न- H_2O द्रव है जबकि H_2S ठोस क्यों २

उत्तर - H_2O में आक्सीजन की विद्युत ऋणात्मकता अधिक होने कारण अन्तराआणविक हाइड्रोजन बंध बनता है जबकि सल्फर में हाइड्रोजन बंध नहीं पाई जाती।

अन्तर आणविक हाइड्रोजन बन्ध

Scanned by CamScanner

रासायनिक गुण –

हाइड्रोजन से क्रिया – समूह 16 के सभी तत्व H_2 से क्रिया करके निम्न हाइड्राइडो का निर्माण करते है ।

H_2O, H_2S, H_2Se, H_2Te, H_2Po

इन हाइड्राइडो की विशेषतायें –

तापीय स्थाइत्व –

$H_2O > H_2S > H_2Se > H_2Te > H_2Po$

तापीय स्थाइत्व का घटता क्रम

क्रियाशीलता → समूह 16 में ऊपर से नीचे जाने पर तत्वों के हाइड्राइडों की क्रियाशीलता बढती है ।

$H_2O < H_2S < H_2Se < H_2Te < H_2Po$

अपचायक गुण → समूह 16 के तत्वों के सभी हाइड्राइड (H_2O के अतिरिक्त) अपचायक की भांती व्यवहार करते है । H_2S से H_2Te की ओर जाने पर इनकी अपचायक सामर्थ्य बढती है

क्वथनांक – हाइड्रोजन आबन्ध के कारण H_2O का क्वथनांक अधिकतम होता है H_2S से H_2Te तक क्वथनांक बढता जाता है अतः H_2S का क्वथनांक न्यूनतम होता है ।

आबन्ध कोण –

H_2O	H_2S	H_2Se	H_2Te	H_2Po
104.5°	94°	92°	91°	90°

समूह 16 के यौगिक -

डाइऑक्सीजन या आक्सीजन - O_2 वायुमण्डल में आयतन के अनुसार 21% होता है शेष N_2 एवं तुच्छ गैसें होती हैं। यह मुख्य रूप से पौधों में होने वाली प्रक्रिया प्रकाश संश्लेषण से उत्पन्न होता है।

$$x H_2O + x CO_2 \xrightarrow[\text{प्रकाश संश्लेषण}]{\text{सूर्य का प्रकाश}} (CH_2O)_x + x O_2$$

कार्बोहाइड्रेट

O_2 बनाने की विधियां -

प्रयोगशाला विधि - प्रयोगशाला में आक्सीजन को पोटैशियम क्लोरेट ($KClO_3$) को मैंगनीज डाइऑक्साइड (MnO_2) की उपस्थिति में गर्म करके बनाया जाता है

$$2KClO_3 \xrightarrow[250^\circ C]{(MnO_2)} 2KCl + 3O_2 \uparrow$$

पोटैशियम क्लोरेट — पोटैशियम क्लोराइड — आक्सीजन

धातु आक्साइडों को गर्म करके - धातु आक्साइडों को तीव्रता से गर्म करने पर डाइऑक्सीजन निकलती है।

$$2Ag_2O \xrightarrow{\Delta} 4Ag + O_2 \uparrow$$

$$2HgO \longrightarrow 2Hg + O_2 \uparrow$$

मरक्यूरिक आक्साइड — मर्करी

हाइड्रोजन परॉक्साइड के अपघटन द्वारा - हाइड्रोजन परॉक्साइड शीघ्रतापूर्वक महीन रूप से चूर्णित उत्प्रेरकों जैसे मैंगनीज डाइआक्साइड की उपस्थिती में अपघटित होकर डाइआक्सीजन देती है।

$$2H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} 2H_2O + O_2$$

O_2 के रासायनिक गुण -

धातुओं से अभिक्रिया - O_2 धातुओं के साथ अभिक्रिया के पश्चात धात्विक आक्साइड बनाता है जिनकी प्रकृत क्षारीय होती है।

$$2Ca + O_2 \longrightarrow 2CaO$$

$$2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$$

$$2Pb + O_2 \longrightarrow 2PbO$$

$$S_8 + 8O_2 \longrightarrow 8SO_2$$

दहन - O_2 दहन में सहायक है किन्तु स्वयं नहीं जलता है।

$$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O$$

HCl से अभिक्रिया - O_2 तथा HCl की वाष्प को 450°C ताप पर क्यूप्रिक क्लोराइड पर प्रवाहित करने पर क्लोरीन गैस प्राप्त होती है।

$$4HCl + O_2 \xrightarrow[CuCl_2]{450^\circ C} 2H_2O + 2Cl_2$$

SO_2 के साथ अभिक्रिया - SO_2 एवं O_2 को एस्बेस्टास युक्त Pt की उपस्थिति मे गर्म करने पर SO_2, SO_3 में आक्सीकृत हो जाता है

$$2SO_2 + O_2 \xrightarrow[\text{एस्बेस्टॉस}]{Pt} 2SO_3$$

सल्फरट्राइ आक्साइड

ओजोन - यह आक्सीजन का त्रिपरमाणुक अपरूप है यह समुद्र तल से 20 Km की ऊचाई पर सूर्य से प्राप्त पराबैगनी प्रकाश के प्रभाव से वहाँ उपस्थित आक्सीजन से बनता है।

$$3O_2 + \text{पराबैगनी प्रकाश} \xrightarrow{\text{क्रमाक्षेपी}} 2O_3$$

O_3 बनाने की अन्य विधि - शुष्क आक्सीजन में विद्युत विसर्जन प्रवाहित करके ओजोन गैस प्राप्त की जाती है यह स्वक्रमाणिय एवं क्रमाक्षेपी अभिक्रिया है।

$$3O_2 \rightleftharpoons 2O_3 \uparrow : \quad \Delta H = 69 \text{ किलोकैलोरी}$$

O_3 के रासायनिक गुण -

अपघटन - ओजोन (O_3) 250°C पर धीरे-2 O_2 मे परिवर्तित हो जाता है

$$2O_3 \rightleftharpoons 3O_2, \quad +68 \text{ किलोकैलोरी}$$

आक्सीकारक प्रवृत्ति - O_3 एक प्रबल आक्सीकारक की भाँति कार्य करता है तथा आसानी से अपघटित होकर नवजात आक्सीजन देता है

$$O_3 \longrightarrow O_2 + [O]$$

PbS का आक्सीकरण - O_3 की उपस्थिति में काले रंग का लेड सल्फाइड, लेड सल्फेट में आक्सीकृत हो जाता है

$$O_3 \longrightarrow O_2 + [O] \quad \times 4$$

$$4[O] + PbS \longrightarrow PbSO_4$$

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

NO का आक्सीकरण - O_3 नाइट्रिक आक्साइड को नाइट्रोजन डाई आक्साइड में आक्सीकृत कर देता है जो पुनः O_3 द्वारा नाइट्रोजन पेन्टाआक्साइड में आक्सीकृत हो जाता है।

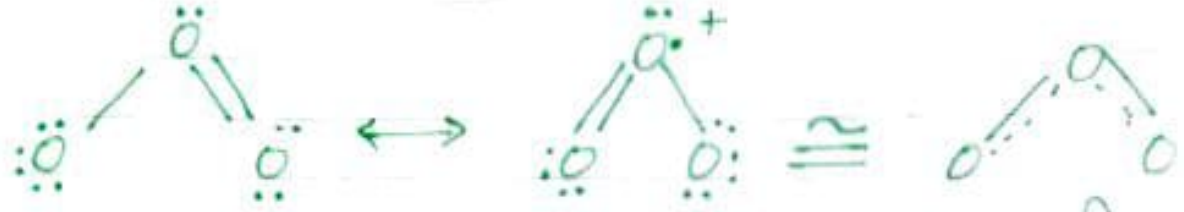
$$NO + O_3 \longrightarrow NO_2 + O_2$$

$$2NO_2 + O_3 \longrightarrow N_2O_5 + O_2$$

आयोडीन का आक्सीकरण - O_3 नम आयोडीन को आयोडिक अम्ल में बदल देता है।

$$I_2 + H_2O + 5O_3 \longrightarrow 2HIO_3 + 5O_2$$

संरचना- O_3 में तीन O परमाणुओं के मध्य 116.8° तथा O–O आबन्धदूरी 1.28 Å होती है



अनुनादी संकर

{ सल्फर
सल्फर के अपरूप
⇒ विषमलम्बाक्ष ● गंधक एवं एक-नाक्ष गंधक }

अध्याय-7 P-ब्लाक के तत्व

सल्फर - सल्फर मुक्त एवं संयुक्त दोनों अवस्थाओं में पाया जाता है। भू-पर्पटी में सल्फर की उपलब्धता केवल 0.03 से 0.1% है सल्फर जिप्सम - $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, एप्सम लवण - $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, बेराइट - $BaSO_4$, गेलेना PbS आदि रूप में पाया जाता है।

सल्फर के अपररूप - सल्फर (गंधक प्रकृति में मुख्यता निम्न अपररूपों में पाया जाता है

विषमलम्बाक्ष (रोम्बिक) सल्फर - यह सल्फर का सामान्य रूप है अन्य सभी रूप रखने पर इस रूप में परिवर्तित हो जाते हैं। इसे CS_2 में सल्फर के विलयन को वाष्पित करके बनाया जाता है। यह CS_2 में विलेय है तथा 95.5°C से ऊपर गर्म करने पर β- सल्फर में परिवर्तित हो जाता है।
(गलनांक = 112.8°C, विशिष्ट घनत्व = 2.06)

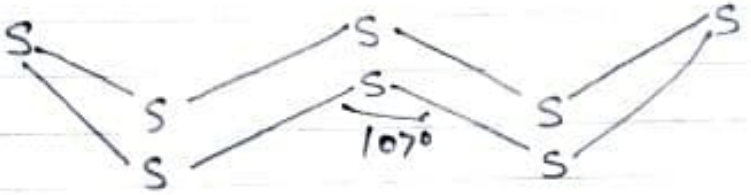
एकनताक्ष (मोनोक्लीनिक) सल्फर - विषमलम्बाक्ष गंधक को 369 K / 95°C से ऊपर गर्म करके एक तस्तरी में जमा किया जाता है जिसके पेंदे में दो छिद्र बनाने से जल का निष्कासन हो जाता है एवं गंधक तस्तरी में ठंडा होने दिया जाता है जिससे पपड़ी जम जाती है जिसे हटाने पर सुई के समान क्रिस्टल बनते हैं जिन्हे एकनताक्ष गन्धक कहा जाता है।

(ग्रलनांक = 119.2°C, विशेष्ट घनत्व = 1.98)

369K ताप को संक्रमण ताप कहते है जिसमें गंधक के अपर रूप एक दूसरे मे परिवर्तित हो सकते है।

$$\alpha\text{-सल्फर} \xrightleftharpoons{369K} \beta\text{-सल्फर}$$

Note - α तथा β-सल्फर क्रिस्टलीय रूप है और S_8 चक्रिय अणुओं के रूप में उपस्थित होते है, जबकि शेष रूप अक्रिस्टलीय हैं।



प्लास्टिक गंधक :- गंधक को गर्म करने से यह पिघल जाता है जिसे ठण्ड जल में डालने पर रबर के समान मुलायम या प्रत्यस्थ हो जाती है जिसे प्लास्टिक सल्फर कहा जाता है। इसे अधिक ठण्डा करने पर धीरे-धीरे कठोर होकर विषमलम्बाज में परिवर्तित हो जाता है।

सल्फर डाईऑक्साइड → यह ज्वालामुखी के मुख से निकलने वाली गैस में पाया जाता है एवं वायुमण्डल में भी अल्प मात्रा में पाया जाता है।

SO_2 (सल्फर डाई आक्साइ) बनाने की विधियाँ -

प्रयोगशाला विधि - सोडियम सल्फाइट की सान्द्र सल्फ्यूरिक अम्ल के साथ अभिक्रिया द्वारा SO_2 को बनाया जाता है।

Scanned by CamScanner

$Na_2SO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O + SO_2\uparrow$

सोडियम सल्फाइट — सान्द्र

सल्फर से –

$S + O_2 \longrightarrow SO_2$

$S + 2H_2SO_4 \xrightarrow{\Delta} 2H_2O + 3SO_2\uparrow$

धातुओं से –

$Cu + 2H_2SO_4 \xrightarrow{\Delta} CuSO_4 + 2H_2O + SO_2\uparrow$

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

SO_2 के रासायनिक गुणधर्म –

SO_2 की जल से अभिक्रिया → SO_2 जल से अभिक्रिया करके सल्फ्युरस अम्ल बनाता है

$SO_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow H_2SO_3(aq)$

क्षारों से अभिक्रिया → SO_2 क्षारों से क्रिया करके सल्फाइट तथा बाइ सल्फाइट लवणों का निर्माण करती है

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

$Na_2SO_3 + SO_2 + H_2O \longrightarrow 2NaHCO_3$

अपचायकता - SO_2 फेरिक सल्फेट को फेरस सल्फेट में अपचायित कर देता है।

$$SO_2 + 2H_2O + Fe_2(SO_4)_3 \longrightarrow 2FeSO_4 + 2H_2SO_4$$

यह हैलोजनो को हैलोजन अम्लों में अपचायित कर देता है।

$$SO_2 + 2H_2O + Cl_2 \longrightarrow H_2SO_4 + 2HCl$$

V.I. ⇒ H_2SO_4 (सल्फ्यूरिक अम्ल) - इसे हरे कसीस (फेरस सल्फेट) का आसवन करके प्राप्त किया जाता है इसे रसायनों का राजा भी कहा जाता है।

$$2[FeSO_4 \cdot 7H_2O] \xrightarrow{\text{आसवन}} Fe_2O_3 + SO_2 + 13H_2O + H_2SO_4$$

V.I. सम्पर्क विधि द्वारा H_2SO_4 का निर्माण - सम्पर्क विधि से H_2SO_4 का निर्माण निम्न चरणों में किया जाता है।

(1) पाइराइटीज बर्नर → इसमें सल्फर या आयरन पायराइट को वायु की आधिक्यता में जलाकर SO_2 गैस का निर्माण किया जाता है।

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

(2) शोधन डंकाई - पाइराइटीज् बर्नर से निकलने वाली गैसों में अशुद्धी रूप मे धूल के कण तथा आर्सेनिक आक्साइड उपस्थित होते है इनका शोधन निम्न चरणों मे होता है -

(i) - धूल कक्ष - इस कक्ष में अशुद्ध SO_2 पर जलु वाष्प या ठंडी वायु के झोंके दिये जाते है जिससे अशुद्धियाँ पेंदे मे एकत्रित हो जाती है

(ii) शीतलक - शीतलक मे गैस को प्रवाहित करने पर इसका तापमान लगभग 373 K तक हो जाता है ।

(iii) धावन कक्ष - इसमे अशुद्ध SO_2 पर ऊपर से जल की बौछार की जाती है जिससे जल मे घुलनशील अशुद्धियां पेंदे मे एकत्रित हो जाती है

(iv) शुष्कन कक्ष - इसमें नमी युक्त SO_2 पर H_2SO_4 की बौछार की जाती है । जिससे नमी युक्त SO_2 शुष्क SO_2 मे परिवर्तित हो जाती है ।

(v) अवशोषण कक्ष - इस कक्ष मे अधिशोषकों की प्लेटें लगी होती है जिसमें अशुद्ध SO_2 टकराने पर धात्विक अशुद्धियां बाहर निष्कासित हो जाती है

(vi) परीक्षण कक्ष - इस कक्ष में शुद्ध SO_2 पर प्रकाश डालकर SO_2 का परीक्षण किया जाता है।

(2) उत्प्रेरक कक्ष - इस कक्ष मे V_2O_5 उत्प्रेरक शुद्ध SO_2 को SO_3 में परिवर्तित करता है

$$2SO_2 + O_2 \xrightarrow{V_2O_5} 2SO_3$$

(3) सल्फ्यूरिक अम्ल कक्ष - SO_3 गैस से सल्फ्यूरिक अम्ल मिलाने पर धूत्याधिक गाढा द्रव ओलियम का निर्माण होता है जिसमें जल मिलाने से भिन्न-भिन्न प्रतिशतता का सल्फ्यूरिक अम्ल प्राप्त होता है।

$$SO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow H_2S_2O_7$$

$$H_2S_2O_7 + H_2O \longrightarrow 2H_2SO_4$$

H_2SO_4 के रासायनिक गुण -

अम्लीय प्रकृति - यह एक प्रबल द्विक्षारीय अम्ल है तथा क्षारो के साथ क्रिया करके लवण की दो श्रेणियाँ बाइसल्फेट (HSO_4^-) तथा सल्फेट (SO_4^{2-}) बनाता है।

$$H_2SO_4 \rightleftharpoons H^+ + HSO_4^-$$

$$HSO_4^- \rightleftharpoons H^+ + SO_4^{2-}$$

वियोजन - शुद्ध जल रहित सल्फ्यूरिक अम्ल को 673°C तक गर्म करने पर यह आंशिक रूप से वियोजित हो जाता है

$$H_2SO_4 \rightleftharpoons H_2O + SO_3$$

आक्सीकारक प्रवृति - गर्म तथा सान्द्र H_2SO_4 प्रबल आक्सीकारक की भांति कार्य करता है।

$$H_2SO_4 \xrightarrow{\Delta} H_2O + SO_2 + [O]$$

धातुओं का आक्सीकरण - Cu, Ag, Hg, Pb, Sn आदि

सान्द्र H_2SO_4 से क्रिया करके संगत सल्फेट लवण तथा SO_2 देते है।

$$Cu + 2H_2SO_4 \longrightarrow \underset{\text{कापर सल्फेट}}{CuSO_4} + 2H_2O + SO_2$$

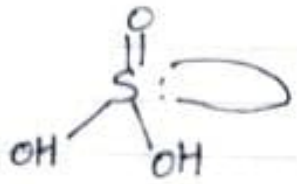
$$2Ag + 2H_2SO_4 \xrightarrow{\Delta} \underset{\text{सिल्वर सल्फेट}}{Ag_2SO_4} + SO_2 + 2H_2O$$

प्रश्न - सल्फ्यूरिक अम्ल (H_2SO_4) एक अच्छा क्रिया कारक होता है क्यों ?

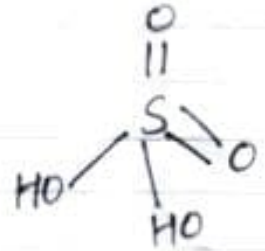
उत्तर - 1 - प्रबलतम अम्ल होने के कारण
2 - प्रबलतम आक्सीकारक होने के कारण
3 - जल के प्रति प्रबल बंधुता होने के कारण
4 - निम्न वाष्पशीलता होने के कारण

सल्फर के ऑक्सीअम्ल –

(i) सल्फ्युरस अम्ल (H_2SO_3) – आक्सीकरण संख्या +4
द्विक्षारक एवं
प्रबल अपचायक ।

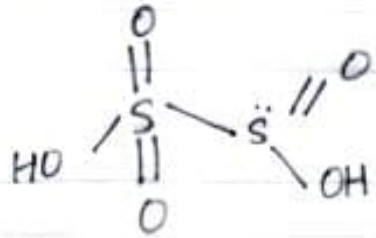


(ii) H_2SO_4 (सल्फ्युरिक अम्ल)



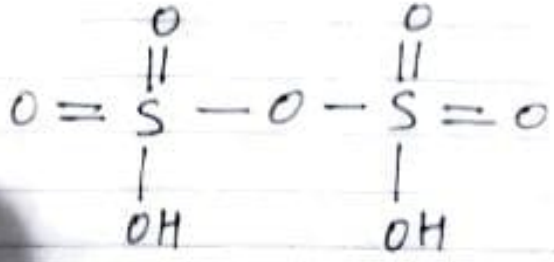
आक्सीकरण संख्या = +6
द्विक्षारकीय अम्ल, प्रबल आक्सीकारक
एवं निर्जली कारक

(iii) डाईसल्फ्युरस अम्ल ($H_2S_2O_5$)



द्विक्षारकीय अम्ल
प्रबल अक्सीकारक
आक्सीकरण संख्या = +5

(iv) डाईसल्फ्युरिक अम्ल ($H_2S_2O_7$)



आक्सीकरण संख्या = +6

Scanned by CamScanner

अध्याय - 7 p-ब्लाक के तत्व

समूह 17 के तत्व - आवर्त सारणी के वर्ग 17 में फ्लुओरीन (F) क्लोरीन (Cl) ब्रोमीन (Br), आयोडीन (I) तथा ऐस्टेटीन (At) हैं। इन्हे हैलोजन कहा जाता है। ये मुक्त अवस्था में नही पाये जाते हैं

इलेक्ट्रानिक विन्यास -

तत्व	संकेत	इलेक्ट्रानिक विन्यास
फ्लुओरीन	$_9F$	$[He]\ 2s^2, 2p^5$
क्लोरीन	$_{17}Cl$	$[Ne]\ 3s^2, 3p^5$
ब्रोमीन	$_{35}Br$	$[Ar]\ 3d^{10}, 4s^2, 4p^5$
आयोडीन	$_{53}I$	$[Kr]\ 4d^{10}, 5s^2, 5p^5$
ऐस्टेटीन	$_{85}At$	$[Xe]\ 4f^{14}, 5d^{10}, 6s^2, 6p^5$

भौतिक गुण -

विन्यास - इनके बाह्यतम कोश का सामान्य इलेक्ट्रानिक विन्यास $ns^2 np^5$ होता है

आकार - समूह 17 मे F से At तक आने पर 3 परमाणविय त्रिज्यायें बढती है

F	Cl	Br	I
0.72 Å	0.99 Å	1.14 Å	1.33

आयनन ऊर्जा - F से I तक समूह में नीचे जाने पर आयनन ऊर्जा का मान घटता है।

$F > Cl > Br > I$

इलेक्ट्रान एन्थैल्पी - फ्लुओरीन की इलेक्ट्रान बन्धुता क्लोरीन से कम होती है, क्योंकि इसका आकार छोटा होता है।

$$Cl > F > Br > I$$

अवस्था - F_2 गैस , Cl_2 गैस , Br_2 द्रव , I_2 ठोस

प्रश्न - हैलोजन रंगीन होते हैं, क्यों ?
उत्तर - हैलोजन मे बाह्यकोश के इलेक्ट्रान कम ऊर्जा होने के लिए रंगों का अवशोषण करके निम्न ऊर्जा स्तर से उच्च ऊर्जा स्तर में चले जाते हैं अतः रंगीन दिखायी देते हैं।
F = पीला , Cl = पीला हरा , Br = लाल , I = बैंगनी

प्रश्न - F_2 की वियोजन एन्थैल्पी Cl_2 से कम होती है क्यों ?
उत्तर - F_2 मे F का आकार छोटा होने के कारण लकाकी युग्म प्रतिकर्षण अधिक होता है जो Cl_2 मे नहीं होता अतः F_2 की वियोजन एन्थैल्पी Cl_2 से कम होती है।

रासायनिक गुण
हाइड्रोजन से क्रिया - समूह 17 के तत्व हाइड्रोजन से क्रिया करके हैलोजन अम्लों का निर्माण करते है। (HF, HCl, HBr, HI)
इन हैलोजन अम्लों मे निम्न विशेषतायें पायी जाती है।
तापीय स्थायित्व - हाइड्रोजन हैलाइड का स्थायित्व HF से HI तक घटता है।
क्योंकि H-X बन्ध वियोजन ऊर्जा का मान घटता

क्रियाशीलता - हाइड्रोजन हैलाइडो की क्रिया शीलता HF से HI तक बढ़ता है।

$HF < HCl < HBr < HI$

अम्लीयता - ~~सभी~~ सभी हाइड्रोजन हैलाइड जलीय विलयन अम्लीय प्रकृत के होते है। इनकी अम्लीयता समूह मे ऊपर से नीचे जाने पर बढ़ती है।

$HF < HCl < HBr < HI$

गलनांक एवं क्वथनांक - इनके गलनांक और क्वथनांक HCl से HI तक बढ़ते है। HF का क्वथनांक अन्तरा अणुक हाइड्रोजन आबन्ध के कारण असमान्य रूप से इन सबसे उच्च होता है।

$HCl < HBr < HI < HF$

समूह 17 के तत्वों के यौगिक -

क्लोरीन गैस (Cl_2) - शीले ने सन 1774 में MnO_2 तथा HCl को साथ मे गर्म करके हरे-पीले रंग की एक गैस प्राप्त की। बर्थोले ने इस गैस का नाम आक्सीम्यूरिएटीक गैस रखा

क्लोरीन (Cl_2) बनाने की विधियां →

प्रयोगशाला विधि - क्लोरीन गैस का निर्माण

Scanned by CamScanner

मैंगनीज डाई ऑक्साइड तथा सान्द्र HCl को साथ में गर्म करके किया जाता है।

$$MnO_2 + 4HCl \xrightarrow{\Delta} MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2$$

यह क्रिया दो पदों में होती है।

$$2MnO_2 + 8HCl \longrightarrow 2MnCl_3 + 4H_2O + Cl_2$$

मैंगनीज डाइ ऑक्साइड — मैंगनीज ट्राइक्लोराइड

$$2MnCl_3 \xrightarrow{\Delta} 2MnCl_2 + Cl_2\uparrow$$

क्लोरीन

NaCl के वैद्युत अपघटन से → यह Cl_2 के निर्माण की आधुनिक विधि है। इसमें NaCl के जलीय विलयन के विद्युत अपघटन से Cl_2 बनाया जाता है

$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow[\text{अपघटन}]{\text{विद्युत}} 2NaOH + H_2(g) + Cl_2(g)$$

Cl_2 के रासायनिक गुण –

धातुओं से क्रिया – धातुएं क्लोरीन से क्रिया करके धातुक्लोराइड लवणों का निर्माण करते है।

$$Cu + Cl_2 \longrightarrow CuCl_2$$

$$2Fe + 3Cl_2 \longrightarrow 2FeCl_3$$

$$Mg + Cl_2 \longrightarrow MgCl_2$$

Scanned by CamScanner

अधातुओं से क्रिया – गर्म फास्फोरस, आर्सेनिक एन्टीमनी तथा सल्फर को क्लोरीन गैस के जार में ले जाने पर ये जलने लगते हैं तथा संगत क्लोराइड का निर्माण करते हैं।

$$2P + 5Cl_2 \longrightarrow 2PCl_5$$
$$2As + 3Cl_2 \longrightarrow 2AsCl_3$$
$$2Sb + 5Cl_2 \longrightarrow 2SbCl_5$$
$$2S + Cl_2 \longrightarrow S_2Cl_2$$

NaOH से क्रिया – Cl_2 कास्टिक क्षारों के साथ विभिन्न परिस्थितियों में क्रिया करके भिन्न पदार्थों का निर्माण करती है।

$$2NaOH\ (\text{ठण्डा}) + Cl_2 \longrightarrow NaCl + NaOCl + H_2O$$
$$6NaOH\ (\text{गर्म}) + 3Cl_2 \longrightarrow 5NaCl + NaClO_3 + 3H_2O$$

बुझे हुये चूने से अभिक्रिया – Cl_2 को बुझे हुये चूने पर प्रवाहित करने पर विरंजक चूर्ण अर्थात कैल्सियम क्लोरो हाइपोक्लोराइट ($CaOCl_2$) बनाती है।

$$Cl_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaOCl_2 + H_2O$$

विरंजक चूर्ण

अमोनिया (NH_3) से क्रिया -

$$NH_3 + 3Cl_2 \longrightarrow \underset{\text{नाइट्रोजन ट्राइक्लोराइड}}{NCl_3} + 3HCl$$

विरंजन प्रकृति - क्लोरीन एक प्रबल विरंजक पदार्थ है नम क्लोरीन नवजात आक्सीजन देता है जिसके कारण ये आक्सीकारक एवं विरंजक का कार्य करता है।

$$Cl_2 + H_2O \longrightarrow HCl + HClO$$

$$HClO \longrightarrow HCl + [O]$$

$$Cl_2 + H_2O \longrightarrow 2HCl + [O]$$

रंगीन पदार्थ $+[O] \longrightarrow$ रंगहीन पदार्थ

क्लोरीन की हानिकारक गैसे -

(i) $COCl_2$ (फॉस्जीन)
(ii) $(ClCH_2CH_2)_2S$ (मस्टर्ड गैस)
(iii) CCl_3NO_2 (अश्रु गैस)

अन्तरा हैलोजन यौगिक - कम विद्युत ऋणी हैलोजन व अधिक विद्युत ऋणी हैलोजन के संयोग से बने यौगिक अन्तरा हैलोजन यौगिक कहलाते है। इनका सामान्य सूत्र XX' है यहाँ X दुर्बल विद्युत ऋणी हैलोजन है।

X' = प्रबल विद्युत ऋणी हैलोजन (छोटा आकार)

अन्तरा हैलोजन यौगिक चार प्रकार के होते हैं।

XX'	XX'_3	XX'_5	XX'_7
ClF	ClF_3	IF_5	IF_7
BrF	BrF_3	ICl_5	
IF	IF_3		
ICl	ICl_3		
IBr			

प्रश्न - अन्तरा हैलोजन यौगिक हैलोजन यौगिक से अधिक क्रियाशील क्यों होते हैं?

या

ICl, I_2 से अधिक क्रियाशील होता है क्यों?

उत्तर - अन्तरा हैलोजन यौगिक में असमान आकार के हैलोजन परमाणु सहसंयोजी बन्ध बनाते हैं जिससे बड़े आकार एवं छोटे आकार के हैलोजन के कारण ध्रुवीय सह संयोजी बन्ध का निर्माण होता है जिससे इनकी वियोजन ऊर्जा घट जाती है व क्रिया शीलता बढ़ जाती है

अध्याय 7 - p ब्लाक के तत्व

समूह 18 या शून्य समूह के तत्व

इस वर्ग मे हीलियम (He), नीऑन (Ne), आर्गन (Ar) क्रिप्टॉन (Kr), जीनॉन Xe तथा रेडान (Rn) ये तत्व है इन्हे दुर्लभ तत्व भी कहा जाता है

इलेक्ट्रानीक विन्यास -

संकेत	इलेक्ट्रानिक विन्यास
2 He	$1s^2$
10 Ne	$1s^2, 2s^2 2p^6$
18 Ar	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6$
36 Kr	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6$
54 Xe	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10} 5$
86 Rn	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2$ $4d^{10}, 5p^6, 6s^2, 4f^{19}, 5d^{10}, 6p^6$

सामान्य गुण -

भौतिक अवस्था - सभी अक्रिय गैसे है। ये रंगहीन गंधहीन, स्वादहीन तथा जल में अल्प विलेय होती है।

चालकता - कम दाब पर इनकी विद्युत चालकता अल्प होती है। इनमे विद्युत स्फुलिंग करने पर विशिष्ट रंगो का प्रकाश उत्पन्न होता है।

गलनांक तथा क्वथनांक - क्षीण वाण्डरवाल बलों के कारण अन्य तत्वों की अपेक्षा इनके गलनांक तथा क्वथनांक निम्न होते है तथा आकार मे वृद्धि के साथ बढते है

परमाणु तथा आयनिक त्रिज्या - इस समूह के तत्वों की त्रिज्या ग्राउंड स्टेट त्रिज्या होती है तथा समूह में नीचे जाने बढ़ती है

आयनन ऊर्जा - उत्कृष्ट गैसों का विन्यास स्थायी (ns^2np^6) होता है। इसके कारण बाह्यतम कोश से इलेक्ट्रान पृथक करने में अधिक ऊर्जा व्यय होती है। अतः इनकी आयनन एन्थेल्पी के मान बहुत उच्च होते हैं वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर परमाणु के आकार में वृद्धि के कारण आयनन ऊर्जा का मान घटता जाता है।

जीनॉन के यौगिक

XeF_2 , XeF_4 , XeF_6

जीनान डाइफ्लुओराइड (XeF_2)

संरचना

F — $\ddot{Xe}$: — F

निर्माण विधि -

(1)- पारे की वाष्प पर पराबैंगनी किरणों की उपस्थिती में Xe एवं F_2 परस्पर संयोग करके XeF_2 का निर्माण करते हैं।

$$Xe + F_2 \xrightarrow[\text{पराबैंगनी किरण}]{Hg \text{ वाष्प}} XeF_2$$

2 : 1

गुण -

(i) यह अत्यधिक क्रियाशील यौगिक है।

(ii) यह हाइड्रोजन फ्लुओराइड में विलेय है।

(iii) यह जल से अभिक्रिया करके O_2 तथा HF का निर्माण करता है।

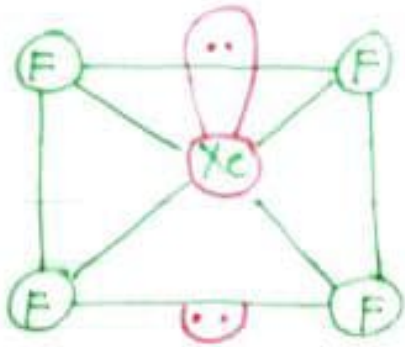
$$2XeF_2 + 2H_2O \longrightarrow O_2 + 4HF + 2Xe$$

(iv) यह ऑक्सीजन की भांति कार्य करता है।

$$2HCl + XeF_2 \longrightarrow 2HF + Xe + Cl_2$$

जीनॉन टेट्राफ्लुओराइड

संरचना -



निर्माण विधि - 195K ताप पर जीनॉन तथा फ्लुओरीन के 1:5 के मिश्रण में विद्युत धारा प्रवाहित करने पर XeF_4 बनता है।

$$Xe + 2F_2 \xrightarrow[195K]{\text{विद्युत विसर्जन}} XeF_4$$

गुण -

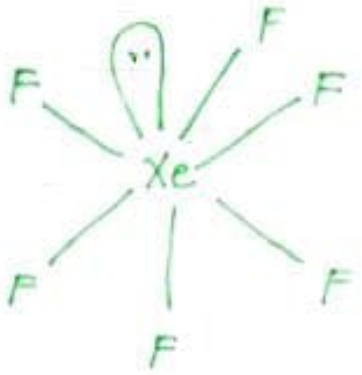
(i) यह अत्यधिक स्थाई परन्तु XeF_2 की तुलना में कम स्थाई होता है।

(ii) यह द्रव HF में विलेय है।
(iii) 6 M NaOH में XeF_4 अपघटित होकर Xe तथा O_2 बनाता है

$$XeF_4 + 4OH^- \longrightarrow Xe + O_2 + 4F^- + 2H_2O$$

जीनॉन हेक्सा फ्लुओराइड

संरचना -



निर्माण विधि → उच्च ताप व दाब पर, जीनॉन एवं फ्लुओरीन को 1:20 के अनुपात में गर्म करने पर XeF_6 बनता है।

$$Xe + 3F_2 \xrightarrow[\text{उच्च दाब (60 वायु)}]{623\text{-}923K} XeF_6$$

गुण -
(i) सामान्य अवस्था में यह रंगीन क्रिस्टलीय ठोस है
(ii) यह हाइड्रोजन के साथ क्रिया करके HF तथा Xe बनाता है।

$$XeF_6 + 3H_2 \longrightarrow 6HF + Xe$$

(iii) XeF_6 सिलीका के साथ संयोग करके $XeOF_4$ का निर्माण करता है

$$2XeF_6 + SiO_2 \longrightarrow 2XeOF_4 + SiF_4$$

(iv) अम्लीय माध्यम में XeF_6 तीव्रता के साथ जल अपघटित होकर XeO_3 का निर्माण करता है।

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