



p-ब्लॉक तत्व (नाइट्रोजन तथा ऑक्सीजन परिवार)

1. प्रस्तावना :

- p-ब्लॉक को तत्वों की आवर्त सारणी के 13 से 18 समूह तक रखा जाता है। p-ब्लॉक, धातु, उपधातु तथा साथ ही अधातु युक्त होते हैं।
- p-ब्लॉक तत्व का सामान्य संयोजीकोश इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $ns^2 np^{1-6}$ हैं।
- असंगत व्यवहार : p-ब्लॉक तत्व का 13-17 में प्रत्येक समूह का प्रथम सदस्य इसके अन्य समूह के सदस्य से कई तरह से भिन्न होने का कारण छोटा आकार, उच्च विद्युत ऋणता तथा d-कक्षक की अनुपस्थिति होना है।
- समूह के प्रथम सदस्य की स्वयं के साथ (उदा. $C=C$, $C\equiv C$, $N\equiv N$) तथा द्वितीय आवर्त के अन्य तत्वों की आपस में (उदा. $C=O$, $C=N$, $C\equiv N$, $N=O$) $p\pi-p\pi$ बन्ध बनाने की क्षमता समान समूह के अन्य तत्वों की अपेक्षा अधिक होती है।
- p-ब्लॉक तत्व की उच्चतम ऑक्सीकरण अवस्था (समूह संख्या -10) होती है। समूह में नीचे जाने पर ऑक्सीकरण अवस्था समूह की उच्चतम ऑक्सीकरण अवस्था से दो से कम होती है तथा अक्रिय युग्म प्रभाव के कारण यह समूह 13 से 16 में अधिक स्थायी होती है। (रासायनिक बन्धन में भाग लेने के लिए s-उपकोश इलेक्ट्रॉनों को छोड़कर) नोट:- अक्रिय युग्म प्रभाव मुख्यतः केवल p-ब्लॉक के छठे आवर्त में होता है।
- समूह 15 में तत्व, नाइट्रोजन, फॉस्फोरस, आर्सेनिक, ऐन्टिमनी तथा बिस्मथ सम्मिलित हैं। आवर्त सारणी के समूह 16 में ऑक्सीजन, सल्फर, सिलीनियम, टेल्यूरियम तथा पोलोनियम निहित हैं। इसे चाल्कोजन समूह की तरह जाना जाता है। यह अयस्क निर्माण करने वाले तत्वों का समूह है क्योंकि अधिकांश धातु अयस्क ऑक्साइड अथवा सल्फाइड होते हैं।
- जैसे-जैसे हम समूह में नीचे की ओर बढ़ते हैं, अधात्विक गुण, उपधात्विक गुणों से होते हुए धात्विक गुणों में परिवर्तित हो जाते हैं। नाइट्रोजन तथा फॉस्फोरस अधातुएं, आर्सेनिक तथा ऐन्टिमनी उपधातुएं तथा बिस्मथ एक प्रारूपिक धातु है। समूह-16 में O तथा S अधातु, Se तथा Te उपधातु है जबकि Po धात्विक व रेडियोसक्रिय है।

खण्ड (A) : प्राप्ति, परमाण्वीय तथा भौतिक गुणधर्म

2. प्राप्ति :

तत्व	प्राप्ति
नाइट्रोजन	वायुमण्डल में नाइट्रोजन भारानुसार 78 % होती है प्राटीन तथा अमीनों अम्ल का आवश्यक घटक है।
फास्फोरस	लगभग 60% हड्डियों व दाँतों में $Ca_3(PO_4)_2$ या $[3(Ca_3(PO_4)_2). CaF_2]$ होता है। न्यूक्लिक अम्ल जैसे DNA तथा RNA फास्फेट व शर्करा (कार्बनिक क्षार) के पॉली एस्टर श्रृंखला से बने होते हैं।
ऑक्सीजन	सभी तत्वों में से ऑक्सीजन बहुलता से पाया जाता है। मुक्त अवस्था में O_2 के रूप में 20.9% आयतन तथा वायुमण्डल में भारानुसार 23% होता है। यह सर्वाधिक प्रकाशसंश्लेषण द्वारा प्राप्त होती है। $6CO_2 + 6H_2O + \text{सूर्य से ऊर्जा} \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$ अधिकांश धातु ऑक्साइड अयस्क व ऑक्सोअम्ल जैसे कार्बोनेट, सल्फेट व फास्फेट के रूप में भी प्राप्त होता है।
सल्फर	भू-पर्पटी पर भारानुसार 0.034% व संयुक्त अवस्था में सल्फर मुख्यतः सल्फाइड अयस्क तथा सल्फेट (जिप्सम) के रूप में प्राप्त होता है।

3. परमाण्विक व भौतिक गुणधर्म :

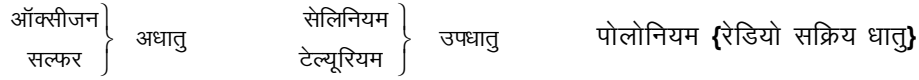
(a) समूह 15 के तत्व (नाइट्रोजन परिवार) :

परमाण्विक तथा भौतिक गुण

तत्व		N	P	As	Sb	Bi
परमाणु क्रमांक		7	15	33	51	83
परमाणु द्रव्यमान		14.01	30.97	74.92	121.76	208.98
इलेक्ट्रॉनिक अभिविन्यास		[He] $2s^2 2p^3$	[Ne] $3s^2 3p^3$	[Ar] $3d^{10} 4s^2 4p^3$	[Kr] $4d^{10} 5s^2 5p^3$	[Xe] $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^3$
सहसंयोजक त्रिज्या / pm		70	110	120	140	150



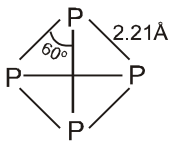
आवर्त सारणी के समूह 16 में ऑक्सीजन, सल्फर, सिलीनियम, टेल्यूरियम तथा पोलोनियम निहित हैं। इसे चाल्कोजन समूह की तरह जाना जाता है। यह अयस्क निर्माण करने वाले तत्वों का समूह है क्योंकि अधिकांश धातु अयस्क ऑक्साइड अथवा सल्फाइड होते हैं।



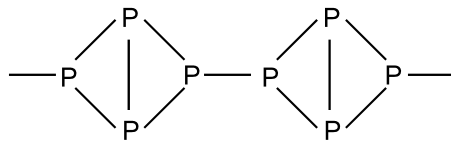
- (i) इलेक्ट्रॉनिक विन्यास : समूह 16 के तत्वों के बाह्य कोशों में छः इलेक्ट्रॉन होते हैं तथा सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ns^2np^4 होता है।
- (ii) परमाणु तथा आयनिक त्रिज्या : समूह में ऊपर से नीचे की ओर जाने पर कोशों की संख्या में वृद्धि के कारण आयनिक तथा परमाणु त्रिज्याओं के मानों में वृद्धि होती है। तथापि ऑक्सीजन परमाणु का आकार अपवाद स्वरूप छोटा होता है।
- (iii) आयनन एन्थैल्पी : समूह में नीचे की ओर जाने पर आयनन एन्थैल्पी में कमी होती है। इसका कारण आकार में वृद्धि है। तथापि इस समूह के तत्वों की आयनन एन्थैल्पी का मान समूह 15 के संगत आवर्तों के तत्वों से निम्न होता है। इसका कारण यह है कि समूह 15 के तत्वों में अतिरिक्त स्थायित्व प्राप्त अर्द्धपूरित इलेक्ट्रॉनिक विन्यास के p-कक्षक उपस्थित होते हैं।
- (iv) इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी : ऑक्सीजन परमाणु की सुसंबद्ध (compact) प्रकृति के कारण इसकी इलेक्ट्रॉन ग्रहण एन्थैल्पी सल्फर की अपेक्षा कम ऋणात्मक होती है। यद्यपि सल्फर से पोलोनियम तक पुनः इसके मान कम ऋणात्मक होते जाते हैं।
- (v) विद्युत्ऋणात्मकता : फ्लोरीन के बाद, ऑक्सीजन की विद्युत्ऋणात्मकता का मान, सब तत्वों से उच्चतम होता है। समूह में परमाणु क्रमांक में वृद्धि के साथ विद्युत्ऋणात्मकता में कमी होती जाती है। इससे यह प्रदर्शित होता है कि ऑक्सीजन से पोलोनियम तक धात्विक लक्षणों में वृद्धि होती है।
- (vi) भौतिक गुण :
 • ऑक्सीजन तथा सल्फर अधातु, सिलीनियम तथा टेल्यूरियम उपधातु हैं जबकि पोलोनियम एक धातु है। पोलोनियम रेडियोधर्मी होता है तथा अल्प कालिक है (अर्द्धआयु 1.38 दिन)।
 • सभी तत्व अपरूपता प्रदर्शित करते हैं। समूह में नीचे की ओर बढ़ने पर परमाणु क्रमांक में वृद्धि के साथ गलनांक तथा क्वथनांक में वृद्धि होती है।
 • ऑक्सीजन तथा सल्फर के गलनांक और क्वथनांक के मध्य बहुत ज्यादा अन्तर को उनकी परमाणुकता के आधार पर समझाया जा सकता है। ऑक्सीजन द्विपरमाणुक अणु (O_2) के रूप में विद्यमान होता है जबकि सल्फर बहुपरमाणुक अणु (S_8) के रूप में विद्यमान होता है।
- (vii) श्रृंखलन :
 समूह में नीचे जाने पर श्रृंखलन की प्रवृत्ति में कमी आती है। यह गुण प्राथमिकता से सल्फर (S_8) द्वारा दर्शाया जाता है। S—S बन्ध जैविक तंत्र के लिए महत्वपूर्ण है तथा यह कुछ प्रोटीन तथा एन्जाइम जैसे कि सिस्टीन में उपस्थित होते हैं।
 ○ सेलिनियम में प्रकाशिक चालकता का विशेष गुण पाया जाता है तथा यह फोटोकॉपी मशीन में उपयोग होता है तथा यह कांच को रंगहीन बनाता है।

4. अपरूपता

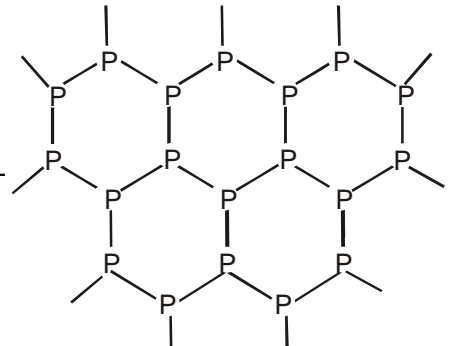
- 4.1. नाइट्रोजन : यह कोई अपरूपता नहीं दर्शाता है।
 4.2. फास्फोरस : तीन प्रकार के अपरूप : सफेद, लाल व काला।



सफेद-P



लाल-P



काला-P



गुण	सफेद-फॉस्फोरस	लाल-फॉस्फोरस
भौतिक अवस्था	मृदु मोमीय ठोस	भंगूर चूर्ण
रंग	शुद्ध अवस्था में सफेद, रखने पर पीला हो जाता है	लाल
गंध	लहसुन जैसी	गंधहीन
गलनांक	44°C उच्च विषैला	वायु की अनुपस्थिति में 290°C पर ऊर्ध्वपातित
भौतिक क्रिया	उच्च विषैला	अविषैला
जल में विलेयता	अविलेय	अविलेय
CS ₂ में विलेयता	विलेय	अविलेय
रासायनिक क्रियाशीलता	अधिक सक्रिय	कम सक्रिय
स्थायित्व	अस्थायी	स्थायी
स्फुरदिप्ती	अंधेरे में चमक देता है	अंधेरे में चमक नहीं देता है
वायु में जलाना	P ₄ O ₁₀ बनाता है	P ₄ O ₁₀ बनाता है
NaOH के साथ क्रिया	फॉस्फीन मुक्त करता है	कोई क्रिया नहीं

सफेद फॉस्फोरस :

P₄ अणु चतुष्फलकीय आकृति का होता है।

यह द्रव तथा गैसीय दोनों अवस्थाओं में होता है।

यह बन्ध कोण विकृति तथा वलय विकृति के कारण अधिक क्रियाशील होता है।

इसे जल में संग्रहित किया जाता है।

यह 800°C से अधिक ताप पर P₂ में वियोजित होता है।

अंधेरे में मंद ऑक्सीकरण के कारण यह चमकता है। यह घटना फॉस्फोरस प्रतिदिप्ती (**phosphorescence**) कहलाती है।

ऊष्मागतिक रूप से यह फॉस्फोरस का न्यूनतम स्थायी अपररूप है। यह उच्च विषैला होता है।

लाल फॉस्फोरस :

इसे उत्प्रेरक के रूप में आयोडीन का प्रयोग करके अथवा सूर्य के प्रकाश की उपस्थिति में न्यून ताप पर अक्रिय वायुमण्डल में अनेक घण्टों के लिए लगभग 250°C पर सफेद फॉस्फोरस को गर्म करके बनाया जाता है।

इसमें फॉस्फोरस परमाणु, जो वृहद अणु बनाने वाले सहसंयोजी बन्धों से बन्धित होते हैं, की लम्बी श्रृंखला होती है।

इस उच्च बहुलकीकृत संरचना के कारण लाल फॉस्फोरस कम क्रियाशील तथा कम वाष्पशील होता है।

काला फॉस्फोरस :

यह दो रूप (i) α -काला फॉस्फोरस (ii) β -काला फॉस्फोरस रखता है।

α -काला फॉस्फोरस:

यह एक बंद नलिका में 803K ताप पर संगलित लेड अथवा बिस्मिथ में लम्बे समय के लिए लाल फॉस्फोरस को घोलकर तथा ठण्डा करने से प्राप्त होता है। लेड अथवा बिस्मिथ को तनु नाइट्रिक अम्ल में घोलकर पृथक किया जाता है।

यह स्पष्ट एकनताक्ष या विषम लम्बाक्ष क्रिस्टल रखता है।

यह रासायनिक रूप से अधिक स्थायी अक्रिय होता है तथा अधिक प्रबल गर्म करने तक वायु द्वारा ऑक्सीकृत नहीं हो सकता है। यह अचालक होता है।

β -काला फॉस्फोरस :

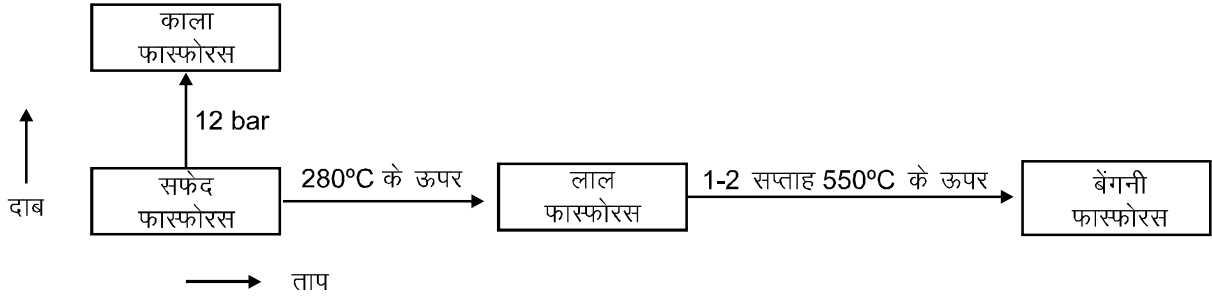
यह 473K तथा अधिक उच्च दाब (12000 atm) पर सफेद फॉस्फोरस को गर्म करने से प्राप्त होता है।

यह अक्रिय होता है तथा परतीय संरचना रखता है। प्रत्येक फॉस्फोरस परमाणु तीन अन्य परमाणुओं से बन्धित होता है।

PPP कोण 99° है तथा P-P बन्ध लम्बाई 218 pm है।

निकटवर्ती परतों के मध्य दूरी 388 pm है।

यह वैद्युत का अर्द्धचालक होता है।



4.3. ऑक्सीजन: 2 अपरूपों में उपस्थित रहता है :

- (a) O₂ (b) O₃ (अस्थाई व O₂ में वियोजित)

4.4. सल्फर : अन्य तत्वों की तुलना में सल्फर अधिक अपरूपता रखता है। यह अन्तर विस्तार से आंशिक रूप से बढ़ता है जिसके लिए सल्फर बहुलकीकृत होता है तथा लि गई क्रिस्टल संरचना से आंशिक रूप से जुड़ा होता है। यह इसके दो सामान्य रूप α या विषमलम्बाक्ष व β या एकनताक्ष है जो 95.5°C (संक्रमण तापमान) के ऊपर स्थायी होते हैं। ये दोनों अपरूप कम गर्म करने या थोड़ा ठण्डा करने पर एक दूसरे में परिवर्तित हो जाते हैं। इसका तीसरा रूप γ -एकनताक्ष सल्फर भी उपस्थित है। सभी तीनों रूप में S₈ वलय प्रकुंचित (मुड़ी हुयी) होती है तथा मुकुट आकार की होती है।

(a) विषमलम्बाक्ष सल्फर (**Rhombic Sulphur**) (α -सल्फर)

(i) यह अपरूप पीले रंग का होता है जिसका गलनांक 385.8 K तथा विशिष्ट घनत्व 2.06 होता है।

(ii) विषमलम्बाक्ष सल्फर के क्रिस्टल गंधक शलाका को CS₂ में विलयन को वाष्पीकृत करके बनाए जाते हैं यह जल में अविलेय है परन्तु कुछ मात्रा में बेन्जीन, एल्कोहॉल तथा ईथर में विलेय है। यह CS₂ में पूर्णतया विलेय है।

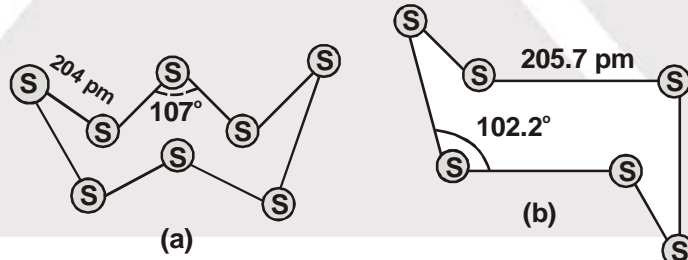
(b) एकनताक्ष सल्फर (**Monoclinic Sulphur**) (β -सल्फर) :

(i) इसका गलनांक 393 K तथा विशिष्ट घनत्व 1.98 है यह CS₂ में विलेय है।

(ii) सल्फर के इस अपरूप को बनाने के लिए विषमलम्बाक्ष गंधक को एक प्याली में पिघलाकर तथा ऊपरी सतह पर पपड़ी बनने तक ढंडा करते हैं।

(iii) इस पपड़ी में दो छिद्र करते हैं। जिनमें से बचा हुआ द्रव निकाल लिया जाता है। पपड़ी को हटाने पर, रंगहीन, सुई के आकार के β -सल्फर क्रिस्टल बनते हैं।

(iv) विषमलम्बाक्ष तथा एकनताक्ष दोनों ही सल्फर अपरूपों में S₈ अणु होते हैं। यह S₈ अणु विभिन्न प्रकार से संकुलित होकर विभिन्न क्रिस्टलीय संरचना बनाते हैं। दोनों अपरूपों में S₈ वलय प्रकुंचित (Puckered) (मुड़ी हुयी) होती है तथा मुकुट आकार की (crown shaped) होती है। आण्विक विमाएं चित्र में प्रदर्शित की गई हैं।



चित्र : (a) विषमलम्बाक्ष सल्फर में S₈ वलय तथा (b) S₆ रूप संरचनायें

(v) पिछले दो दशकों में सल्फर के अनेक रूपान्तरण संश्लेषित किए गए हैं जिनमें 6-20 सल्फर परमाणु युक्त वलय होती है। साइक्लो S₆ वलय कुर्सी रूप धारण करता है जिसकी आण्विक विमाएं चित्र (b) में दर्शाई गई हैं।

(c) प्लास्टिक सल्फर :

(i) जब गलित सल्फर (α) को ठण्डे जल में प्रवाहित किया जाता है तब इसका निर्माण होता है। इसमें अणु श्रृंखला रूप में व्यवस्थित रहते हैं तथा निर्मित प्लास्टिक सल्फर रबड़ समान गुण रखता है।

(ii) रखे रहने पर यह भंगुर प्रकृति का हो जाता है तथा अंत में विषमलम्बाक्ष सल्फर में परिवर्तित हो जाता है।



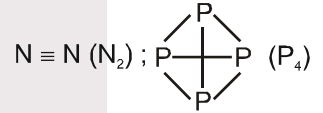
सल्फर पर तापीय प्रभाव :

$S_8 \xrightleftharpoons[2160^\circ C]{at 160^\circ C}$ (गलित) S_8 कुछ वलय टूट जाती है तथा द्विमूलक का निर्माण होता है जो कि बहुलीकृत होकर लम्बी श्रृंखला का बहुलक बनाते है तथा श्यानता में वृद्धि होती है $\xrightarrow{200^\circ C}$ श्यानता पुनः बढ़ती है। $\xrightarrow[क्वथनांक]{444^\circ C}$ श्यानता घटती है। लघुश्रृंखला बनती है तथा वलय निर्माण होता है। $\xrightarrow{600^\circ C}$ वाष्प अवस्था में यह S_2 अणु के रूप में रहता है। (O_2 के समान अनुचुम्बकीय)

Solved Examples

उदा-1. कारण देते हुए समझाइए कि तत्विक नाइट्रोजन द्विपरमाण्विक अणु के रूप में जबकि तत्विक फॉस्फोरस चतुष्क-परमाण्विक अणु के रूप में पाया जाता है?

हल. तत्विक में नाइट्रोजन में यह द्विपरमाण्विक अणु (N_2) के रूप में अस्तित्व रखता है। इसका कारण यह है कि नाइट्रोजन के परमाणु का आकार छोटा होता है। अतः इसमें प्रभावी $p\pi-p\pi$ अतिव्यापन के कारण बहु बन्ध ($N \equiv N$) सम्भव है। इसी वर्ग के भारी तत्व $p\pi-p\pi$ बन्ध नहीं बनाते हैं क्योंकि इनके कक्षक बहुत बड़े तथा फैलाव लिए हुए होते हैं, इसलिए इनमें प्रभावी अतिव्यापन सम्भव नहीं है। P-P एकल बंध, N-N एकल बंध से प्रबल होते है। अतः फॉस्फोरस की श्रृंखलन की प्रवृत्ति होती है।



उदा-2. क्यों नाइट्रोजन फॉस्फोरस की अपेक्षा कम श्रृंखलन गुण दर्शाता है?

हल. क्योंकि एकल P-P बन्ध एकल N-N बन्ध से प्रबल होता है।

उदा-3. ऑक्सीजन के अपररूप लिखिए।

हल. सामान्यतः ऑक्सीजन तथा ओजोन

उदा-4. सल्फर का कौनसा अपररूप कमरे के ताप पर स्थायी होता है?

हल. त्रिसमनताक्स सल्फर

उदा-5. सल्फर का कौनसा रूप अनुचुम्बकीय प्रकृति का होता है तथा क्यों? S_8 , S_6 तथा S_2

हल. सल्फर वाष्प प्रावस्था में S_2 के रूप में विद्यमान होता है, जो O_2 के समान प्रतिबन्धित π^* कक्षको में दो अयुग्मित इलेक्ट्रॉन रखता है।

उदा-6. परिवर्तन समझाइए जो सल्फर को गर्म करने पर प्राप्त होते हैं।

हल. S_8 (गलित) $\xrightleftharpoons[2160^\circ C]{at 160^\circ C}$ S_8 वलय टूटती है तथा इस प्रकार बना द्विमूलक बहुलीकृत होकर लम्बी श्रृंखला बहुलक बनाता है तथा श्यानता में वृद्धि होना प्रारम्भ होता है $\xrightarrow{200^\circ C}$ आगे श्यानता \uparrow $\xrightarrow[क्वथनांक]{444^\circ C}$ श्यानताछोटी श्रृंखला तथा वलय बनती है।

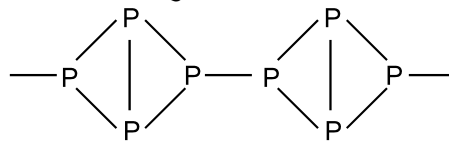
$\xrightarrow{600^\circ C}$ वाष्प प्रावस्था में S_2 अणु के रूप में विद्यमान (O_2 के समान अनुचुम्बकीय)

उदा-7. क्यों $R_3P=O$ का अस्तित्व होता है लेकिन $R_3N=O$ का नहीं। (R = एल्किल समूह) ?

हल. 4 के बजाय इसकी सयोजकता को बढ़ाने के लिए नाइट्रोजन की असामर्थ्य के कारण।

उदा-8. लाल फॉस्फोरस की तुलना में सफेद फॉस्फोरस की उच्च क्रियाशीलता समझाइए।

हल. सफेद फॉस्फोरस की उच्च क्रियाशीलता असामान्य बन्धन के कारण होती है, जो P_4 अणु में अधिक विकृति उत्पन्न करती है। P_4 अणु एक विकृत अणु के रूप में विद्यमान होता है जबकि लाल फॉस्फोरस एक बहुलक पदार्थ होता है जिसमें चतुष्फलक P_4 इकाईया निम्न संरचना में दर्शाये अनुसार सहसंयोजी बन्धों द्वारा जुड़ी होती है।





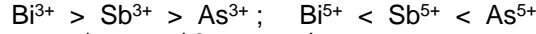
खण्ड (B) : सामान्य प्रकृति तथा रासायनिक गुणधर्म

5. सामान्य प्रकृति व रासायनिक गुणधर्म :

(a) समूह 15 के तत्व (नाइट्रोजन परिवार) :

(i) ऑक्सीकरण अवस्थाएं व रासायनिक क्रियाशीलता में प्रवृत्ति :

- इन तत्वों की सामान्य ऑक्सीकरण अवस्थाएँ -3, +3 तथा +5 हैं।
- समूह में नीचे की ओर +5 ऑक्सीकरण अवस्था के स्थायित्व में कमी तथा +3 ऑक्सीकरण अवस्था (अक्रिय युग्म प्रभाव के कारण) के स्थायित्व में वृद्धि होती है।



- Bi (V) का स्थायित्व रखने वाला यौगिक BiF_5 है।
- नाइट्रोजन परमाणु अपनी ऑक्सीकरण अवस्था -3 से +5 तक वृहद रूप से प्रदर्शित करता है।

-3	-2	-1	-1/3	0	+1	+2	+3	+4	+5
NH_3	N_2H_4	NH_2OH	N_3H	N_2	N_2O	NO	N_2O_3	$\text{NO}_2/\text{N}_2\text{O}_4$	N_2O_5

- फॉस्फोरस भी कुछ ऑक्सो अम्लों में, +1 तथा +4 ऑक्सीकरण अवस्थाएं प्रदर्शित करता है।
- नाइट्रोजन की +1 से +4 तक सभी ऑक्सीकरण अवस्थाएँ अम्लीय विलयन में विषमानुपातित होने की प्रवृत्ति रखती है। उदाहरण के लिए, $3 \text{HNO}_2 \longrightarrow \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{NO}$
- इसी प्रकार फॉस्फोरस की लगभग सभी मध्यवर्ती ऑक्सीकरण अवस्थाएँ क्षार व अम्ल दोनों में +5 और -3 ऑक्सीकरण अवस्थाएँ विषमानुपातित हो जाती हैं। आर्सेनिक, एन्टीमनी, बिस्मिथ की +3 ऑक्सीकरण अवस्था के स्थायित्व में वृद्धि होती है। इसलिये यह विषमानुपातन प्रदर्शित नहीं करते हैं।
- नाइट्रोजन की अधिकतम सहसंयोजकता 4 ही हो सकती है; क्योंकि इसमें केवल 4 कक्षक (एक s तथा तीन p) ही बंधन के लिए उपलब्ध हैं।
- भारी तत्वों में बाहरी कोश में रिक्त d कक्षक होते हैं, जो बंधन (सहसंयोजी) के लिए उपयोग किए जा सकते हैं, अतः उनकी सहसंयोजकता बढ़ा देते हैं जैसे PF_6^- में।

(ii) हाइड्रोजन (हाइड्राइड) के प्रति क्रियाशीलता : समूह 15 के सभी तत्व EH_3 प्रकार के हाइड्राइड बनाते हैं, जहाँ E = N, P, As, Sb या Bi हो सकता है। इनके हाइड्राइडों के कुछ गुण सारणी में दर्शाए गये हैं।

सारणी : समूह 15 तत्वों के हाइड्राइडों के गुण

गलनांक / K	195.2	139.5	156.7	185	-
क्वथनांक / K	238.5	185.5	210.6	254.6	290
(E-H) बन्ध लम्बाई / pm	101.7	141.9	151.9	170.7	-
HEH कोण ($^\circ$)	107.8	93.6	91.8	91.3	-
$\Delta_f H^\circ / \text{kJ mol}^{-1}$	-46.1	13.4	66.4	145.1	278
$\Delta_{\text{diss}} H (\text{E-H}) / \text{kJ mol}^{-1}$	389	322	297	255	-

बड़े स्थायी अणुओं में वान्डरवॉल बल अमोनिया में दुर्बल हाइड्रोजन बंधन से प्रदान होते हैं।

क्वथनांक का क्रम है : $\text{PH}_3 < \text{AsH}_3 < \text{NH}_3 < \text{SbH}_3 < \text{BiH}_3$

गलनांक का क्रम है : $\text{PH}_3 < \text{AsH}_3 < \text{SbH}_3 < \text{NH}_3$

वाष्पशीलता का क्रम है : $\text{PH}_3 > \text{AsH}_3 > \text{NH}_3 > \text{SbH}_3$

क्षारीय प्रकृति का क्रम है : $\text{NH}_3 > \text{PH}_3 > \text{AsH}_3 > \text{SbH}_3$

स्थायित्व का क्रम है : $\text{NH}_3 > \text{PH}_3 > \text{AsH}_3 > \text{SbH}_3$

अपचायक प्रकृति का क्रम है : $\text{SbH}_3 > \text{AsH}_3 > \text{PH}_3 > \text{NH}_3$

सहसंयोजक अभिलक्षण का क्रम है : $\text{NH}_3 < \text{PH}_3 < \text{AsH}_3 < \text{SbH}_3 < \text{BiH}_3$

(iii) ऑक्सीजन के प्रति क्रियाशीलता : ये सभी तत्व दो प्रकार के ऑक्साइड— E_2O_3 तथा E_2O_5 बनाते हैं।

- तत्व की उच्च ऑक्सीकरण अवस्था का ऑक्साइड निम्न ऑक्सीकरण अवस्था के ऑक्साइड की तुलना में अधिक अम्लीय होता है।
- समूह में नीचे जाने पर अम्लीय गुण घटता है।
- नाइट्रोजन और फॉस्फोरस के E_2O_3 प्रकार के ऑक्साइड पूर्णतया अम्लीय हैं जबकि आर्सेनिक तथा ऐन्टिमनी के उभयधर्मी तथा बिस्मिथ के प्रबल क्षारीय हैं।



- निम्न ऑक्सीकरण अवस्था (अर्थात् +3) में ऑक्साइड अपचायक के समान कार्य करेंगे तथा इनकी अपचायक शक्ति नाइट्रोजन से बिस्मिथ तक घटती है।
- उच्च ऑक्सीकरण अवस्था (अर्थात् +5) में ऑक्साइड ऑक्सीकारक के समान कार्य करेंगे तथा इनकी ऑक्सीकरण शक्ति नाइट्रोजन से बिस्मिथ तक बढ़नी चाहिए क्योंकि इनकी +5 ऑक्सीकरण अवस्था का स्थायित्व नाइट्रोजन से बिस्मिथ तक घटता है लेकिन N (V) तथा Bi (V) सम्बन्धित तीन तत्वों की अपेक्षा प्रबल ऑक्सीकारक हैं।
- जल में ऑक्साइडों की विलेयता नाइट्रोजन से बिस्मिथ तक घटती है।

सारणी : समूह 15 के तत्वों के ऑक्साइड

तत्व	ट्राइऑक्साइड	पेन्टाऑक्साइड
नाइट्रोजन	N ₂ O ₃	N ₂ O ₅
फास्फोरस	P ₄ O ₆	P ₄ O ₁₀
आर्सेनिक	As ₄ O ₆	As ₄ O ₁₀
एन्टिमनी	Sb ₄ O ₆	Sb ₄ O ₁₀
बिस्मिथ	Bi ₂ O ₃	—

(iv) हैलोजन के प्रति क्रियाशीलता : इन तत्वों की अभिक्रियाओं में हैलाइडों की दो श्रेणियाँ : EX₃ तथा EX₅ बनती है।

- नाइट्रोजन के संयोजकता कोश में d कक्षकों की अनुपस्थिति के कारण यह पेंटाहैलाइड नहीं बनाता।
- पेन्टाहैलाइड, ट्राइहैलाइडों की अपेक्षा अधिक सहसंयोजी होते हैं।
- नाइट्रोजन के अलावा इन सभी तत्वों के ट्राइहैलाइड स्थायी होते हैं। नाइट्रोजन के लिए केवल NF₃ ही स्थायी है। NCl₃ विस्फोटक होता है, NBr₃ तथा NI₃ केवल इनकी अस्थायी अमोनिकृत अवस्था अर्थात् NBr₃·6NH₃ तथा NI₃·6NH₃ के रूप में जाने जाते हैं।
- समूह 15 के दिये गये तत्वों के लिए हैलाइडों के स्थायित्व का क्रम होगा।
फ्लोराइड > क्लोराइड > ब्रोमाइड > आयोडाइड
- केवल BiF₃ आयनिक होता है तथा अन्य सभी हैलाइड सहसंयोजक होते हैं।
- PCl₅, PCl₃ से कम स्थायी होता है।
- ट्राइहैलाइड पिरामिडीय होते हैं तथा पेन्टाहैलाइड त्रिकोणिय द्विपिरामिडीय होते हैं।
- ट्राइहैलाइडों की अपचायक प्रकृति : PI₃ > PBr₃ > PCl₃ > PF₃

सारणी : समूह 15 के तत्वों के हैलाइड

तत्व	ट्राइहैलाइड	पेन्टाहैलाइड
नाइट्रोजन	NF ₃ , NCl ₃ , NBr ₃ , NI ₃	—
फॉस्फोरस	PF ₃ , PCl ₃ , PBr ₃ , PI ₃	PF ₅ , PCl ₅ , PBr ₅
आर्सेनिक	AsF ₃ , AsCl ₃ , AsBr ₃ , AsI ₃	AsF ₅ , (AsCl ₅)
एन्टिमनी	SbF ₃ , SbCl ₃ , SbBr ₃ , Sbl ₃	SbF ₅ , SbCl ₅
बिस्मिथ	BiF ₃ , BiCl ₃ , BiBr ₃ , Bil ₃	BiF ₅

(v) धातुओं के प्रति क्रियाशीलता : यह सभी धातुओं के साथ अभिक्रिया करके द्विअंगी यौगिक बनाते हैं जिनमें यह -3 ऑक्सीकरण अवस्था दर्शाते हैं। जैसे Ca₃N₂ (कैल्शियम नाइट्राइड) Ca₃P₂ (कैल्शियम फॉस्फाइड) Na₃As (सोडियम आर्सेनाइड) Zn₃Sb₂ (जिंक एन्टीमोनाइड) तथा Mg₃Bi₂ (मैग्नीशियम बिस्मथाइड)।

(vi) नाइट्रोजन के असामान्य गुण :

- नाइट्रोजन इस समूह के शेष सदस्य से निम्न कारण से भिन्न होता है :
(i) छोटा आकार (ii) उच्च विद्युतऋणात्मकता (iii) उच्च आयनन एन्थैल्पी (iv) d कक्षकों की अनुपलब्धता
- नाइट्रोजन की स्वयं के साथ व छोटे आकार तथा उच्च विद्युतऋणात्मकता वाले तत्वों (जैसे C, O) के साथ pπ-pπ बहुआबंध बनाने की विशिष्ट प्रवृत्ति होती है।
- इस समूह के भारी तत्व pπ-pπ बंध नहीं बनाते क्योंकि उनके परमाणु कक्षक इतने बड़े और विसरित होते हैं कि वे प्रभावी अतिव्यापन नहीं कर सकते। इस प्रकार नाइट्रोजन इसके परमाणुओं के बीच एक त्रिबंध (एक σ तथा दो π) के साथ एक द्विपरमाणुक अणु रूप में पाया जाता है।



- यद्यपि अबंधी इलेक्ट्रॉनों के उच्च अंतराइलेक्ट्रॉनिक प्रतिकर्षण के कारण एकल N-N बंध एकल P-P बंध की तुलना में दुर्बल होता है इस कारण बंध लम्बाई कम होती है। परिणामतः नाइट्रोजन श्रृंखलन प्रवृत्ति दुर्बल होती है। इसके संयोजकता कोश में d कक्षकों की अनुपस्थिति दूसरा कारक है जो इसके रसायन को प्रभावित करता है।
- इसकी सहसंयोजकता केवल 4 तक ही सीमित रहने के अलावा नाइट्रोजन $d\pi-p\pi$ बंध नहीं बना सकता जैसा कि इस समूह के भारी तत्व करते हैं, उदाहरणार्थ $R_3P=O$ या $R_3P=CH_2$ (R = एल्किल समूह)
- फॉस्फोरस तथा आर्सेनिक संक्रमण तत्वों के साथ भी $d\pi-p\pi$ बंध बना सकते हैं, जब उनके $P(C_2H_5)_3$ तथा $As(C_6H_5)_3$ जैसे यौगिक लिगण्डों के रूप में कार्य करते हैं।
- फॉस्फोरस, आर्सेनिक तथा ऐन्टिमनी तत्विक अवस्था में धात्विक बंध बनाते हैं।

(b) समूह 16 के तत्व : ऑक्सीजन परिवार

(i) ऑक्सीकरण अवस्थाएं व रासायनिक क्रियाशीलता :

- समूह 16 के तत्व अनेक ऑक्सीकरण अवस्थाएं (सारणी) प्रदर्शित करते हैं। -2 ऑक्सीकरण अवस्था का स्थायित्व समूह में नीचे की ओर घटता है। पोलोनियम शायद ही -2 ऑक्सीकरण अवस्था प्रदर्शित करता है।
- ऑक्सीजन की विद्युत् ऋणात्मकता बहुत उच्च होने के कारण OF_2 के उदाहरण को छोड़ कर जिसमें इसकी ऑक्सीकरण अवस्था +2 है; यह केवल -2 ऋणात्मक ऑक्सीकरण अवस्था दर्शाता है।
- समूह के अन्य तत्व +2, +4, +6 ऑक्सीकरण अवस्थाएं दर्शाते हैं, लेकिन +4 तथा +6 अधिक सामान्य हैं। सल्फर सिलीनियम तथा टेल्यूरियम सामान्यतः ऑक्सीजन के साथ यौगिकों में +4 ऑक्सीकरण अवस्था तथा फ्लुओरीन के साथ यौगिकों में +6 ऑक्सीकरण अवस्था दर्शाते हैं।
- समूह में नीचे की ओर जाने पर +6 ऑक्सीकरण अवस्था का स्थायित्व घटता है तथा +4 ऑक्सीकरण अवस्था का स्थायित्व बढ़ता है। (अक्रिय युग्म प्रभाव)। +4 तथा +6 ऑक्सीकरण अवस्थाओं में आबंध प्राथमिक रूप से सहसंयोजक होता है।

- HNO_3 , सल्फर को H_2SO_4 (S + VI) में ऑक्सीकृत करता है परन्तु सेलिनियम को केवल H_2SeO_3 (Se + IV) में ऑक्सीकृत करता है। परमाणु का आकार छोटा होता है तथा यहाँ पर 3d इलेक्ट्रॉन का दुर्बल परिरक्षण प्रभाव के परिणाम स्वरूप इलेक्ट्रॉन नाभिक के साथ दृढ़ता से बंधे होते हैं।

(ii) हाइड्रोजन के प्रति क्रियाशीलता : समूह 16 के सभी तत्व H_2E (E = S, Se, Te, Po) प्रकार के हाइड्राइड बनाते हैं। हाइड्राइडों के कुछ गुण सारणी में दिए गए हैं।

सारणी : समूह 16 के तत्वों के हाइड्राइडों के गुण

गुण	H_2O	H_2S	H_2Se	H_2Te
m.p./K	273	188	208	222
b.p./K	373	213	232	269
H-E बन्ध लम्बाई /pm	96	134	146	169
HEH कोण ($^\circ$)	104	92	91	90
$\Delta_f H / kJ mol^{-1}$	-286	-20	73	100
$\Delta_{diss} H (H-E) / kJ mol^{-1}$	463	347	276	238
वियोजन स्थिरांक	1.8×10^{-16}	1.3×10^{-7}	1.3×10^{-4}	2.3×10^{-3}

वाष्पशीलता का क्रम है : $H_2S > H_2Se > H_2Te > H_2O$

स्थायित्व का क्रम है : $H_2O > H_2S > H_2Se > H_2Te$

क्वथनांक का क्रम है : $H_2O > H_2Te > H_2Se > H_2S$

K_a मानों का क्रम है : $H_2Te > H_2Se > H_2S > H_2O$

(iii) ऑक्सीजन के प्रति क्रियाशीलता :

- ये सभी तत्व EO_2 तथा EO_3 प्रकार के ऑक्साइड बनाते हैं जहाँ E = S, Se, Te तथा Po.
- ओजोन (O_3) तथा सल्फर डाइऑक्साइड (SO_2) जैसे है जबकि सिलीनियम डाइऑक्साइड (SeO_2) एक ठोस है।
- डाइऑक्साइड का अपचायक गुण SO_2 से TeO_2 तक कम होता जाता है। जबकि ऑक्सीकारक गुण SO_2 से TeO_2 तक बढ़ता है।
- दोनों डाइऑक्साइड तथा ट्राईऑक्साइड अम्लीय प्रकृति के होते हैं।



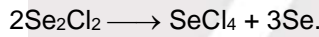
- केवल ट्राईऑक्साइड ऑक्सीकारक के रूप में कार्य करता है। ट्राईऑक्साइड की ऑक्सीकारी शक्ति में SO_3 से SeO_3 तक वृद्धि होनी चाहिए लेकिन SO_3 अम्लीय माध्यम में प्रबल ऑक्सीकारक के समान कार्य करता है जिससे S-O बन्ध प्रोटोनीकरण के कारण टूट जाता है।

सारणी : समूह 16 के तत्वों के ऑक्साइड

तत्व	डाइऑक्साइड	ट्राईऑक्साइड	अन्य ऑक्साइड
सल्फर	SO_2	SO_3	S_2O , S_6O , S_8O
सेलेनियम	SeO_2	SeO_3	–
टेलूरियम	TeO_2	TeO_3	TeO
पॉलोनियम	PoO_2	–	PoO

(iv) हैलोजन के प्रति क्रियाशीलता :

- समूह-16 के तत्व EX_6 , EX_4 तथा EX_2 प्रकार के अनेक हैलाइड बनाते हैं, जहाँ E इस समूह 16 का एक तत्व है तथा X एक हैलोजन है।
 - विभिन्न हैलोजनों के साथ सल्फर के हैलाइडों के स्थायित्व का क्रम है : $\text{F}^- > \text{Cl}^- > \text{Br}^- > \text{I}^-$
 - हेक्साहैलाइडों में केवल हेक्साफ्लूओराइड ही स्थायी हैलाइड होते हैं।
 - सभी हेक्साफ्लूओराइड गैसीय प्रकृति के हैं। इनकी संरचना अष्टफलकीय होती है। सल्फर हेक्साफ्लूओराइड SF_6 त्रिविम कारणों से अपवाद स्वरूप स्थाई है।
 - टेट्राफ्लूओराइडों के अंतर्गत, SF_4 एक गैस, SeF_4 एक द्रव तथा TeF_4 एक ठोस है।
 - ये फ्लूओराइड sp^3d संकरित होते हैं, अतः इनकी संरचना त्रिकोणीय द्विपिरामिडीय होती है। जिसमें एक निरक्षीय (equatorial) स्थिति पर एक एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म होता है। यह ज्यामिति नेज-आकृति (see-saw) ज्यामिति भी कहलाती है।
- सेलिनियम को छोड़कर सभी तत्व डाइक्लोराइड तथा डाइब्रोमाइड बनाते हैं। यह डाइहैलाइड sp^3 संकरण द्वारा बनते हैं तथा चतुष्फलकीय संरचना के होते हैं।
- सुपरिचित मोनोहैलाइड द्विलक (dimer) प्रकृति के हैं जैसे S_2F_2 , S_2Cl_2 , S_2Br_2 , Se_2Cl_2 तथा Se_2Br_2 : यह सभी खुली पुस्तक संरचना रखते हैं।
 - यह द्विलक हैलाइडों का निम्न प्रकार से विषमानुपातीकरण होता है :



सारणी : समूह 16 के तत्वों के हैलाइड

तत्व	M_2X_2 प्रकार	MX_2 प्रकार	MX_4 प्रकार	MX_6 प्रकार	हैलाइडों के अन्य प्रकार
सल्फर	S_2F_2 S_2Cl_2 S_2Br_2	SF_2 SCl_2	SF_4 SCl_4	SF_6	S_2F_4 S_2F_{10}
सेलिनियम	Se_2Cl_2 Se_2Br_2	–	SeF_4 SeCl_4 SeBr_4	SeF_6	Se_2F_4
टेलूरियम	–	TeCl_2 TeBr_2 TeI_2	TeF_4 TeCl_4 TeBr_4 TeI_4	TeF_6	–
पोलोनियम	–	PoCl_2 PoBr_2	PoCl_4 PoBr_4 PoI_4	–	–

(v) ऑक्सीजन का असामान्य व्यवहार :

- द्वितीय आवर्त में उपस्थित p-ब्लॉक के अन्य सदस्यों की भाँति ऑक्सीजन का असामान्य व्यवहार का कारण है :
- (a) छोटा आकार (b) उच्च विद्युत् ऋणात्मकता
- क्योंकि यहाँ H_2O में प्रबल हाइड्रोजन बन्धन उपस्थित है। जो H_2S में नहीं पाया जाता है।



- ऑक्सीजन में d कक्षकों की अनुपस्थिति के कारण इसकी सहसंयोजकता 4 तक सीमित होती है और व्यवहार में 2 से अधिक दुर्लभ है।
- दूसरी ओर समूह के अन्य तत्वों में संयोजकता कोश का विस्तार हो सकता है और सहसंयोजकता 4 से अधिक होती है।

Solved Examples

उदा-9. पेन्टाहाैलाइड ट्राईहाैलाइडों की अपेक्षा अधिक सहसंयोजक क्यों होते हैं?

हल. केन्द्रिय परमाणु की धनात्मक ऑक्सीकरण अवस्था उच्च होने पर उसकी ध्रुवण शक्ति भी अधिक होगी जिसके फलस्वरूप केन्द्रिय परमाणु तथा अन्य परमाणु के मध्य निर्मित बन्ध का सहसंयोजक गुण बढ़ता है।

उदा-10. समझाइएँ, क्यों NH₃ क्षारीय होता है जबकि BiH₃ केवल दुर्बल क्षारीय होता है?

हल. BiH₃ में अधिक सान्द्रित गोले में एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म उपस्थित होता है, इसमें s-कक्षक अदिशात्मक होता है जबकि यह sp³ संकर कक्षक में दिशात्मक होता है। वर्ग में नीचे जाने पर बन्ध (E-H)वियोजन ऐंथैल्पी में कमी के कारण BiH₃ क्षार के बजाए अम्ल के समान व्यवहार करता है।

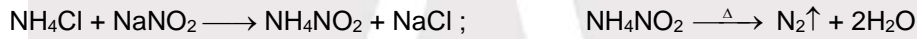
खण्ड (C) : तत्वों का विरचन तथा गुणधर्म

6. तत्वों का विरचन :

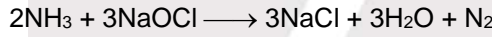
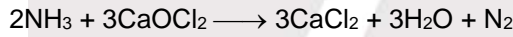
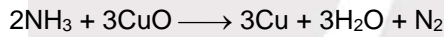
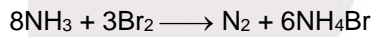
6.1 नाइट्रोजन :

(a) प्रयोगशाला विधि :

(i) नाइट्रोजन को NH₄Cl व NaNO₂ की क्रिया द्वारा निर्मित अमोनियम नाइट्राइट को गर्म करके प्राप्त किया जा सकता है।



(ii) इसे ऑक्सीकारी NH₃ कैल्शियम हाइपोक्लोराइड, ब्रोमीन जल या CuO से क्रिया द्वारा भी प्राप्त किया जा सकता है।

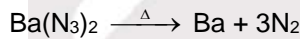


(b) विरचन की औद्योगिक विधि :

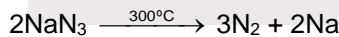
(i) द्रवीकृत वायु के प्रभाजी आसवन द्वारा : N₂ का क्वथनांक -196°C तथा ऑक्सीजन का -183°C है इसलिए इन्हें प्रभाजक स्तम्भ का उपयोग कर आसवन द्वारा पृथक् किया जा सकता है।

(ii) भट्टी से उत्पादक गैस द्वारा : उत्पादक गैस CO तथा N₂ का मिश्रण है। जब CO तथा N₂ के मिश्रण को तप्त CuO पर प्रवाहित किया जाता है तो CO गैस CO₂ में ऑक्सीकृत हो जाती है जो कि क्षार में अवशोषित कर ली जाती है तथा N₂ रह जाती है जिसे गैस सिलैण्डर में एकत्रित कर लिया जाता है।

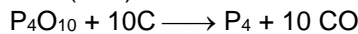
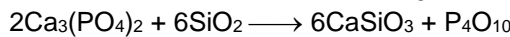
(c) अतिशुद्ध नाइट्रोजन :



अतिशुद्ध N₂ की सूक्ष्म मात्रा को लगभग 300°C ताप पर सोडियम एजाइड NaN₃ को सावधानीपूर्वक गर्म करके प्राप्त कर सकते हैं।



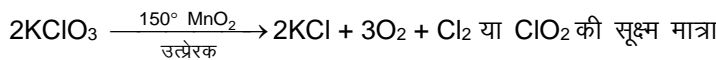
6.2. फॉस्फोरस : इसे वैद्युत भट्टी में 1400-1500°C पर कैल्शियम फॉस्फेट की कार्बन के साथ अपचयन द्वारा प्राप्त करते हैं। रेत (सिलिका SiO₂) को गलित धातुमल (कैल्शियम सिलिकेट) के रूप में कैल्शियम को हटाने में किया जाता है तथा फॉस्फोरस को P₄O₁₀ के रूप में प्राप्त किया जाता है। P₄O₁₀ कार्बन द्वारा फॉस्फोरस में अपचयित हो जाता है। इस तापमान पर गैसीय फॉस्फोरस प्राप्त हो जाता है। मुख्यतः P₄ लेकिन कुछ P₂ के रूप में प्राप्त होता है।



6.3. ऑक्सीजन :

(a) डाईऑक्सीजन को द्रवित वायु के प्रभाजी आसवन द्वारा औद्योगिक रूप से बनाते हैं।

(b) प्रयोगशाला में इसे KClO₃ (MnO₂ उत्प्रेरक के रूप में) के तापीय विघटन द्वारा सूक्ष्म मात्रा में बनाया जाता है।





- (c) हाइपोक्लोराइट के उत्प्रेरकीय विघटन द्वारा भी प्राप्त किया जा सकता है।
 $2\text{HOCl} \xrightarrow{\text{CO}^2} 2\text{HCl} + \text{O}_2$ या H_2SO_4 या $\text{Ba}(\text{OH})_2$ विलयन के साथ जल के वैद्युत अपघटन द्वारा
- (d) धातु ऑक्साइड के तापीय विघटन द्वारा
 $2\text{HgO} \xrightarrow{450^\circ\text{C}} 2\text{Hg} + \text{O}_2$; $2\text{Ag}_2\text{O} \xrightarrow{350^\circ\text{C}} 4\text{Ag} + \text{O}_2$
 $3\text{MnO}_2 \xrightarrow{\Delta} \text{Mn}_3\text{O}_4 + \text{O}_2$; $2\text{Pb}_3\text{O}_4 \xrightarrow{\Delta} 6\text{PbO} + \text{O}_2$
- (e) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ तथा KMnO_4 के तापीय विघटन द्वारा
 $4 \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \xrightarrow{\Delta} 4 \text{K}_2\text{CrO}_4 + 2 \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{O}_2$; $2 \text{KMnO}_4 \xrightarrow{\Delta} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$

6.4. सल्फर :

- (a) सल्फर की उच्च मात्रा प्राकृतिक गैस संयंत्रों, तेल रिफाइनरी से प्राप्त होती है। सल्फर को गैस व पेट्रोलियम से प्राप्त किया जाता है। दीर्घ श्रृंखला हाइड्रोकार्बन को तोड़ने के पश्चात् H_2S तथा सल्फर व्युत्पन्न को उनकी अनुचित गंध के कारण हटा लिया जाता है। H_2S का लगभग तिहाई भाग वायु में ऑक्सीकृत होकर SO_2 देता है जो कि शेष H_2S के साथ बाद में क्रिया कर लेती है।
 $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{S}$
- (b) अवायवीय जीवाणु जो कि CaSO_4 के उपापचय पर H_2S तथा S बनाते हैं के द्वारा सल्फर प्राप्त किया जाता है। यह फ्राश (Frash) प्रक्रम द्वारा खदानों से निकाली जाती है जो अब प्रचलित नहीं है।

नाइट्रोजन, फॉस्फोरस, ऑक्सीजन तथा सल्फर के भौतिक गुणधर्म

तत्व	भौतिक गुणधर्म
नाइट्रोजन	रंगहीन, गंधहीन, स्वादहीन, प्रतिचुम्बकीय गैस है। जल में अविलेय व ना तो जलती है और ना ही जलने में सहायक है। कमरे के ताप पर अक्रिय, यद्यपि नाइट्रोजन Li के साथ क्रिया करके नाइट्राइट Li_3N बनाती है।
फॉस्फोरस	कमरे के ताप पर ठोस, नरम, मोमीय व क्रियाशील होता है। नम वायु के साथ क्रिया करके प्रकाश उत्पन्न करता है। (रसायन दिप्ती). लगभग 35°C पर वायु में स्वतः जल जाता है इसलिए इसे जल में सुरक्षित रखा जाता है। यह चतुष्फलकीय P_4 अणु के रूप में रहता है तथा चतुष्फलकीय संरचना द्रव व गैसीय अवस्था में समान रहती है। 800°C के ऊपर P_4 , P_2 अणु में वियोजित होने लगता है।
ऑक्सीजन	हल्का नीले रंग का होता है तथा इलेक्ट्रॉनिक संक्रमण जो मूल अवस्था में रहता है से रंग में वृद्धि होती है। गैसीय डाईऑक्सीजन में संक्रमण नहीं होता है। तीन अपररूप $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$ तथा $^{18}_8\text{O}$ है। स्वयं जलती नहीं है परन्तु दहन में सहायक है।
सल्फर	गलाने पर गतिशील द्रव बनता है। ऑलियम में घोलने पर चमकीला रंगीन विलयन देता है जो पीला, गहरा नीला या चमकीला लाल हो सकता है।

Solved Examples

उदा-11. सोडियम ऐंजाइड के तापीय अपघटन की अभिक्रिया लिखिए।

हल. सोडियम ऐंजाइड तापीय अपघटन से डाइनाइट्रोजन गैस देता है। $2\text{NaN}_3 \longrightarrow 2\text{Na} + 3\text{N}_2$.

उदा-12. क्या होता है जब :

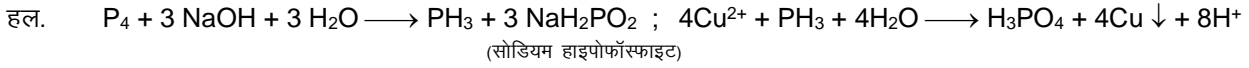
- (a) NH_4Cl तथा NaNO_3 को अधिक गर्म करते हैं। (b) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ को गर्म करते हैं।
 (c) NH_4NO_2 को गर्म करते हैं।

हल. (a) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaNO}_3 \longrightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{NaCl}$; $\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$

(b) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \xrightarrow{\Delta} 2\text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (c) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \xrightarrow{\Delta} \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

उदा-13. $\text{P}_4 + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{warm}}$ उत्पाद.

कॉपर सल्फेट का एक उदाहरण लेने से प्राप्त एक उत्पाद का अपचायक गुण समझाइए।



सोडियम हाइपोफॉस्फाइट भी प्रबल अपचायक के समान व्यवहार करता है तथा कॉपर सल्फेट को Cu_2H_2 में अपचयित करता है।

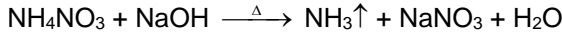
खण्ड (D) : हाइड्राइड

7. हाइड्राइड :

7.1. अमोनिया (NH_3)

7.1.1 विरचन :

(i) प्रयोगशाला विधि : किसी अमोनियम लवण पर कोई क्षार की क्रिया द्वारा :

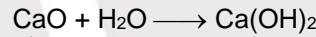
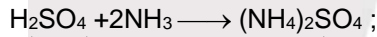
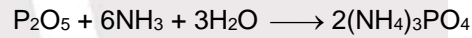


यह एक सामान्य विधि है तथा अमोनियम लवण के परीक्षण के लिए इसे प्रयुक्त किया जाता है।

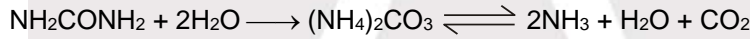
(ii) AlN अथवा Mg_3N_2 जैसे धातु नाइट्राइडों के जल-अपघटन द्वारा :



(iii) निष्कासित अमोनिया को बुझे चूने में से प्रवाहित कर शुष्क किया जाता है तथा वायु के अधोमुखी विस्थापन द्वारा एकत्रित किया जाता है। अमोनिया को $CaCl_2$, P_2O_5 , अथवा सांद्र H_2SO_4 को प्रयुक्त कर शुष्क नहीं किया जा सकता है क्योंकि इन सभी के साथ NH_3 क्रिया करती है।

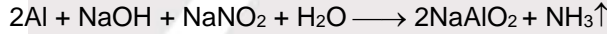
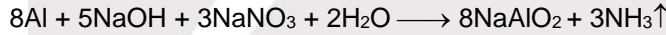
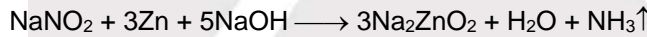
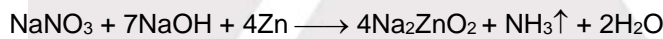


(iv) कुछ मात्रा में अमोनिया, वायु तथा मृदा में उपस्थित होती है। जहाँ पर यह नाइट्रोजन के कार्बनिक पदार्थों के विघटन से बनती है।



(v) नाइट्रोजन का गुणात्मक निर्धारण :

नाइट्रेट तथा नाइट्राइटो से : जब एक धातु नाइट्रेट अथवा नाइट्राइट को जिंक चूर्ण या एल्युमिनियम व सान्द्र NaOH के साथ गर्म किया जाता है तो अमोनिया प्राप्त होती है। अभिक्रिया निम्न हैं

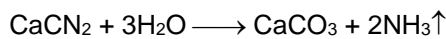
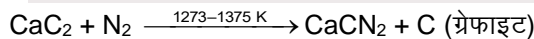


अतः इस अभिक्रिया के द्वारा नाइट्राइट अथवा नाइट्रेट को पहचाना जा सकता है लेकिन उनके बीच इसके परीक्षण को विभेदित नहीं किया जा सकता है।

विरचन की औद्योगिक विधि :

(i) हेबर विधि : $N_2 + 3H_2 \xrightarrow[आयरन \text{ ऑक्साइड} + K_2O \text{ तथा } Al_2O_3]{500^\circ C, 200 \text{ atm.}} 2NH_3$

(ii) सायनेमाइड प्रक्रम :



(calcium cyanamide)

(iii) कोयले के भंजक आसवन द्वारा :

जब आयरन रिटॉर्ट में उच्च ताप पर कोयले को गर्म किया जाता है तथा जल में बुलबुले उठते हैं, तो तीन पदार्थ प्राप्त होते हैं। (a) टेरी ब्लेक पिच, (b) द्रव अमोनिया तथा (c) कोयला गैस

द्रव अमोनिया, यहाँ पर अमोनिया व अमोनियम लवण का सान्द्रित विलयन होता है। जब इसे गर्म किया जाता है यह अमोनिया देता है। जब सारी मुक्त NH_3 प्राप्त हो जाती है तो अवशिष्ट द्रव को $Ca(OH)_2$ के साथ गर्म किया जाता है तब अमोनियम लवण वियोजित हो जाता है तथा आगे ओर अमोनिया की मात्रा मुक्त करता है।

7.1.2. भौतिक गुणधर्म :

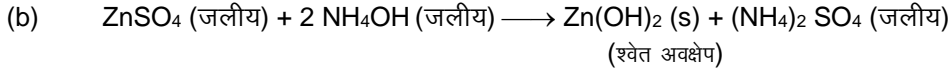
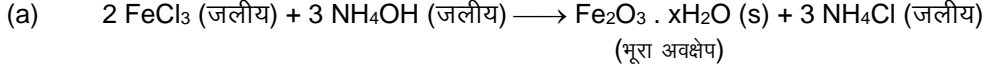
(i) अमोनिया, रंगहीन, तीक्ष्ण गंध वाली गैस है। ठोस तथा द्रव अवस्था में, इसका हिमांक (जमाव बिन्दु) तथा क्वथनांक क्रमशः 195.2K तथा 238.5 K है।



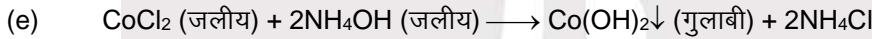
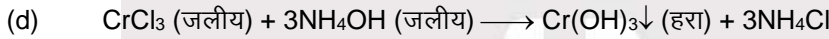
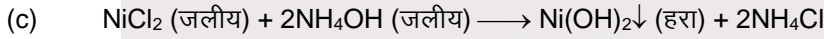
- (ii) ठोस या द्रव अवस्था में यह हाइड्रोजन बन्ध द्वारा संगुणित होती है। जिसके कारण इसके गलनांक तथा क्वथनांक जैसा कि इसके अणुभार के आधार पर अनुमानित होता है, उससे भी उच्च होते हैं।
- (iii) अमोनिया जल में अत्यधिक विलेय है। इसका जलीय विलयन OH^- आयन बनने के कारण दुर्बल क्षारीय है।
- $$\text{NH}_3 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\ell) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ (\text{जलीय}) + \text{OH}^- (\text{जलीय})$$

7.1.3. रासायनिक गुणधर्म :

- (i) अमोनिया दुर्बल क्षार के रूप में : यह अम्लों के साथ अमोनियम लवणों का निर्माण करती है, उदाहरण : NH_4Cl , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ इत्यादि। दुर्बल क्षार के रूप में, यह विभिन्न धातु लवणों से इनके हाइड्रॉक्साइड को अवक्षेपित करती है। उदाहरण,



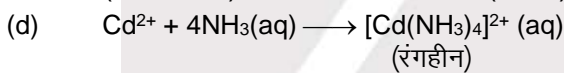
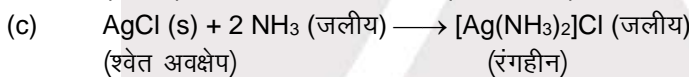
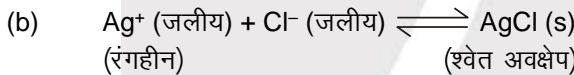
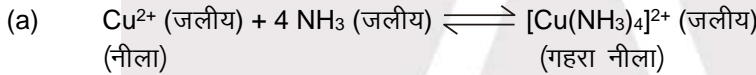
श्वेत अवक्षेप आधिक्य अमोनिया विलयन में $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, विलयशील संकुल निर्माण के कारण घुलनशील है।



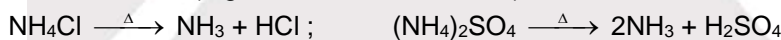
$\text{Cr}(\text{OH})_3$ (अवक्षेप) अमोनिया के आधिक्य में आंशिक विलेय है।

$\text{Ni}(\text{OH})_2 \downarrow$, $\text{Co}(\text{OH})_2 \downarrow$ अमोनिया के आधिक्य में विलयशील संकुल बनाने के कारण घुलनशील है।

- (ii) अमोनिया द्वारा संकुल निर्माण : अमोनिया अणु के नाइट्रोजन परमाणु पर उपस्थित एकाकी इलेक्ट्रॉन युग्म इसे लुईस क्षार बनाता है। यह धातु आयन को इलेक्ट्रॉन युग्म दान कर बन्ध बनाता है तथा इस प्रकार के संकुल यौगिक बनाता है, जो Cu^{2+} , Ag^+ , Cd^{2+} जैसे धातु आयनों के परीक्षणों के लिए, उपयोगी होते हैं :



- (iii) अमोनियम लवण का तापीय विघटन : गर्म करने पर अमोनिया लवण तीव्रता से वियोजित हो जाते हैं। यदि ऋणायन कोई विशेष ऑक्सीकारक नहीं है (e.g. Cl^- , CO_3^{2-} अथवा SO_4^{2-}) तो अमोनिया निष्कासित होती है।

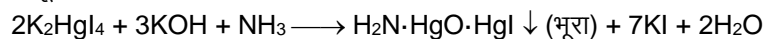


यदि ऋणायन अधिक ऑक्सीकारक होता है, तब NH_4^+ , N_2 अथवा N_2O में ऑक्सीकृत होता है।

(e.g. NO_2^- , NO_3^- , ClO_4^- , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$)



- (iv) अमोनिया तथा अमोनियम लवणों का परीक्षण : जब नेसलर अभिकर्मक के रंगहीन विलयन में से NH_3 गैस प्रवाहित की जाती है तो यह एक भूरा अवक्षेप अथवा रंगीन विलयन बनाती है। यह NH_3 गैस के लिए एक परीक्षण है।

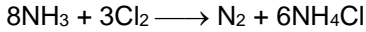
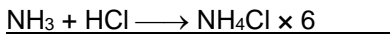
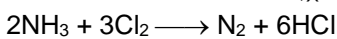


(एमाइडो मर्क्यूरिक ऑक्सीमर्क्यूरिक आयोडाइड)

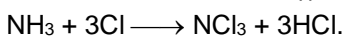
अथवा (मिलोन क्षार का आयोडाइड)

- (v) हैलोजनो के साथ क्रिया :

अमोनिया के आधिक्य में : नाइट्रोजन व अमोनियम क्लोराइड बनाता है।



क्लोरीन के आधिक्य में : नाइट्रोजन ट्राईक्लोराइड व HCl बनाता है।





7.1.4. अमोनिया के उपयोग :

1. एक प्रशीतक द्रव के रूप में ।
2. अमोनियम सल्फेट, अमोनियम फॉस्फेट, अमोनियम नाइट्रेट, यूरिया इत्यादि जैसे अमोनियम फर्टिलाइजर के उत्पादन में।
3. ग्रीस को हटाने के लिए क्योंकि NH_4OH ग्रीस को घोल लेता है।
4. ऑस्टवाल्ड विधि द्वारा HNO_3 बनाने के लिए।
5. एक प्रयोगशाला अभिकर्मक के रूप में।
6. कृत्रिम रेशम, सिल्क, नायलॉन आदि के उत्पादन में। टेट्राऐमीन कॉपर (II) सल्फेट (स्वेट्जर अभिकर्मक) के रूप में।

7.2. फॉस्फीन (PH_3) :

7.2.1 विरचन :

- (i) फॉस्फीन को कैल्शियम फॉस्फाइड पर जल की क्रिया से बनाया जाता है।

$$\text{Ca}_3\text{P}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 3 \text{Ca(OH)}_2 + 2 \text{PH}_3$$
- (ii) प्रयोगशाला में यह CO_2 के अक्रिय माध्यम में श्वेत फास्फोरस को, NaOH के साथ गर्म करके बनायी जाती है।

$$\text{P}_4 + 3 \text{NaOH} + 3 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{PH}_3 + 3 \text{NaH}_2\text{PO}_2$$

(सोडियम हाइपोफॉस्फाइट)

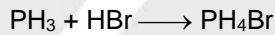
7.2.2. गुणधर्म :

- (i) यह लहसुन के समान अथवा सड़ी मछली समान गंध वाली रंगहीन गैस है
- (ii) यह अत्यधिक विषैली गैस है।
- (iii) यह HNO_3 , Cl_2 तथा Br_2 वाष्प जैसे ऑक्सीकारक पदार्थों की सूक्ष्म मात्रा के सम्पर्क में आने पर विस्फोटित हो जाती है।
- (iv) यह जल में आंशिक विलेय है परन्तु CS_2 तथा अन्य कार्बनिक विलायकों में विलयशील है।
- (v) PH_3 का जलीय विलयन प्रकाश की उपस्थिति में वियोजित होकर लाल फास्फोरस तथा H_2 देता है।
- (vi) जब यह कॉपर सल्फेट अथवा मरक्यूरिक क्लोराइड में अवशोषित की जाती है तब सम्बन्धित फॉस्फाइड प्राप्त होते हैं।

$$3\text{CuSO}_4 + 2\text{PH}_3 \longrightarrow \text{Cu}_3\text{P}_2 \downarrow + 3\text{H}_2\text{SO}_4$$

$$3\text{HgCl}_2 + 2 \text{PH}_3 \longrightarrow \text{Hg}_3\text{P}_2 \downarrow (\text{भूरा काला}) + 6 \text{HCl}$$
- (vii) सिल्वर नाइट्रेट के साथ बाद में यह काले Ag में विघटन हो जाता है।

$$6\text{AgNO}_3 + \text{PH}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 6\text{Ag} + 6\text{HNO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4$$
- (viii) फॉस्फीन अमोनिया की तरह दुर्बल क्षार है। फॉस्फोनियम यौगिक तब प्राप्त होते हैं जब निर्जल फॉस्फीन निर्जल हैलोजन अम्लों के साथ क्रिया करता है।



7.2.3. PH_3 के उपयोग :

- (i) फॉस्फीन के स्वतः दहन को तकनीकी रूप से होल्म के सूचकों (Holme's signals) में प्रयुक्त किया जाता है।
- (ii) कैल्शियम कार्बाइड तथा कैल्शियम फॉस्फाइड के पात्रों को छिद्रित कर समुद्र में फेंक दिया जाता है। जब गैसें निष्कासित होकर जलती हैं तब यह सिग्नल (निर्देशक) के समान कार्य करती है।
- (iii) यह धूम्र पर्दे बनाने में भी प्रयुक्त की जाती है। कैल्शियम फॉस्फाइड जल के साथ अभिक्रिया कर फॉस्फीन देता है जो वायु में जल कर फॉस्फोरस पेन्टाऑक्साइड के बादल देता है जो धुएँ के पर्दे के रूप में व्यवहार करते हैं।

7.3. हाइड्रोजन सल्फाइड (H_2S) :

7.3.1. विरचन :

- (i) $\text{FeS} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{S}$
इसे किप्स उपकरण में बनाया जाता है।
- (ii) शुद्ध H_2S गैस का विरचन

$$\text{Sb}_2\text{S}_3 (\text{शुद्ध}) + 6 \text{HCl} (\text{शुद्ध}) \longrightarrow 2 \text{SbCl}_3 + 3 \text{H}_2\text{S}$$

7.3.2 भौतिक गुणधर्म :

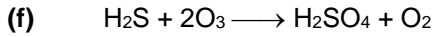
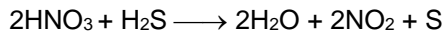
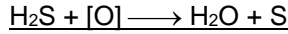
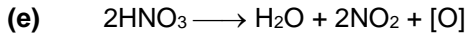
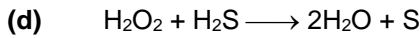
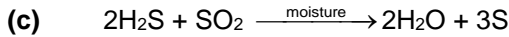
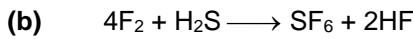
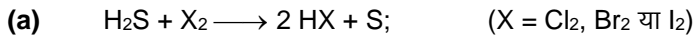
- (i) सड़े अंडे जैसी गंध वाली रंगहीन गैस।
- (ii) जल में थोड़ी विलेय लेकिन तापमान बढ़ने के साथ विलेयता घटती है।



7.3.3. रासायनिक गुणधर्म :

(i) अपचायक अभिकर्मक :

यह एक प्रबल अपचायक की तरह कार्य करती है, क्योंकि अपघटित होने पर हाइड्रोजन गैस देती है।

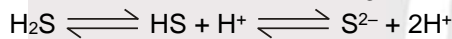


(g) यह भी MnO₄⁻ को Mn²⁺ में, H₂SO₄ को SO₂ तथा K₂Cr₂O₇ को Cr³⁺ (अम्लीय माध्यम) में अपचयित करता है।

(h) MnO₄⁻ को MnO₂ (क्षारीय माध्यम)

(ii) अम्लीय प्रकृति :

इसका जलीय विलयन निम्न अभिक्रिया के अनुसार एक दुर्बल द्विआरीय अम्ल की तरह व्यवहार करता है।

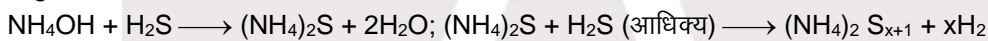


इसलिए यह नीचे दिये गए लवणों की दो श्रेणी बनाती है।



(iii) पॉलीसल्फाइडों का निर्माण :

धातु हाइड्रॉक्साइडों में से H₂S गैस को प्रवाहित कर पॉली सल्फाइड बनाये जाते हैं।



पीला अमोनिया सल्फाइड

7.3.4. H₂S के लिए परीक्षण :

(i) अम्लीकृत लेड एसिटेट पेपर काले में बदल जाता है।

(ii) सोडियम नाइट्रोप्रुसाइड विलयन (NaOH युक्त) के साथ बैंगनी अथवा जामुनी रंग देते हैं।

7.3.5. H₂S के उपयोग :

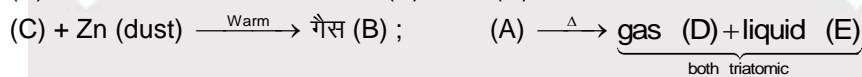
1. गुणात्मक विश्लेषण में भास्मिक मूलकों का पता लगाने के लिए प्रयोगशाला अभिकर्मक के रूप में

2. अपचायक के रूप में

अन्य हाइड्राइड पाठ्यक्रम में नहीं है।

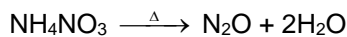
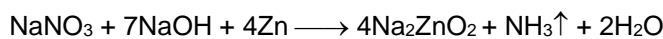
Solved Examples

उदा-14. (A) रंगहीन लवण + NaOH $\xrightarrow{\Delta}$ (B) गैस + (C) क्षारीय विलयन



गैस (B) HCl के साथ सफेद धूम्र देती है। (A) से (E) को पहचानिये तथा इनमें निहित रासायनिक अभिक्रियाएँ लिखिए।

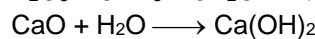
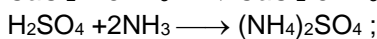
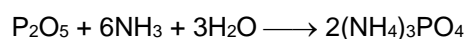
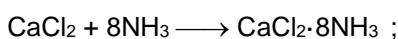
हल. $NH_4NO_3 + NaOH \xrightarrow{\Delta} NH_3 + NaNO_3 + H_2O ; NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$ (सफेद धूम्र)



इसलिए, (A) = NH₄NO₃, (B) = NH₃, (C) = NaNO₃, (D) = N₂O तथा (E) = H₂O.

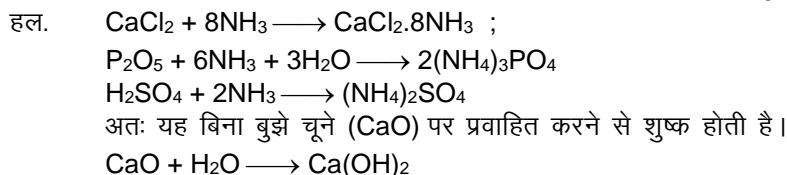
उदा-15. निर्जल CaCl₂, P₄O₁₀ या सान्द्र H₂SO₄ अमोनिया के लिए एक शुष्क रंजक के रूप में प्रयुक्त नहीं हो सकते हैं। क्यों?

हल. अमोनिया CaCl₂, P₂O₅ या सान्द्र H₂SO₄ का प्रयोग करने से शुष्क नहीं हो सकती है क्योंकि NH₃ इन सभी के साथ क्रिया करती है।



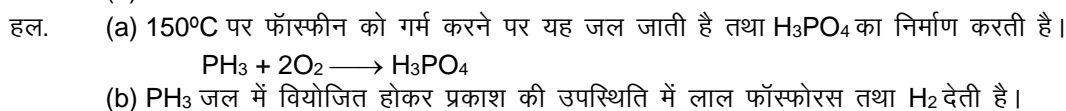


उदा-16. क्यों NH₃ गैस P₂O₅, CaCl₂ तथा H₂SO₄ पर प्रवाहित करने से शुष्क नहीं हो सकती है?



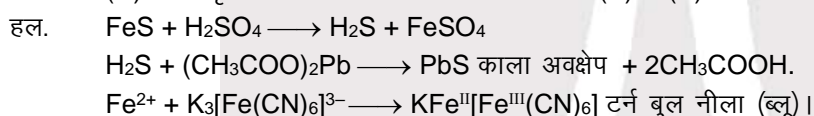
उदा-17. क्या होता है जब—

- (a) फॉस्फीन को 150°C तक गर्म किया जाता है।
 (b) फॉस्फीन को प्रकाश की उपस्थिति में जल में विलय किया जाता है।



उदा-18. काला (A) + H₂SO₄ → (B) गैस + (C)

- (B) + (CH₃COO)₂Pb → (D) काला अवक्षेप
 (C) + K₃[Fe(CN)₆] → (E) नीला
 (C) अम्लीकृत KMnO₄ को भी रंगहीन बनाता है। (A) से (E) की पहचान कीजिये।



खण्ड (E) : ऑक्साइड

8.1. नाइट्रोजन के ऑक्साइड :

क्र. सं. / यौगिक	विरचन	गुणधर्म
1. N₂O (नाइट्रस ऑक्साइड)	$\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{280^\circ\text{C}} \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$	स्थायी, आपेक्षिक रूप से अक्रियशील, रंगीन गैस व प्राकृतिक ऑक्साइड। इसका उपयोग निश्चेतक (Anaesthetic) रूप में होता है तथा इसे हास्य गैस कहते हैं।
2. NO (नाइट्रिक ऑक्साइड)	प्रयोगशाला विधि: (i) $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 2\text{NO} + 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ (ii) $2\text{HNO}_2 + 2\text{I}^- + 2\text{H}^+ \rightarrow 2\text{NO} + \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	रंगहीन गैस, ऑस्टवाड प्रक्रम से नाइट्रिक अम्ल के निर्माण में महत्वपूर्ण मध्यवर्ती है। उदासीन ऑक्साइड, कोई अम्ल एनहाइड्राइड नहीं। O ₂ के साथ शीघ्रता से क्रिया कर NO ₂ देता है। $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ $3\text{NO} \xrightarrow[30-50^\circ\text{C}]{\text{उच्चदाब}} \text{N}_2\text{O} + \text{NO}_2$
3. N₂O₃ [डाईनाइट्रोजन ट्राईऑक्साइड]	NO तथा NO ₂ की सममोलर मात्राओं को एक साथ संघनित करके या O ₂ की उपयुक्त मात्रा के साथ NO की क्रिया द्वारा $\text{NO} + \text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_3$ $4\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2\text{O}_3$	नीला ठोस, अम्लीय ऑक्साइड व HNO ₂ का एनहाइड्राइड। क्षारों के साथ नाइट्राइट बनाता है। $\text{N}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \rightarrow 2\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_2$
4. [नाइट्रोजन डाईऑक्साइड] तथा N₂O₄	• प्रयोगशाला विधि : $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 2\text{PbO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ • $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (सान्द्र) • $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$ अनुचुम्बकीय भूरा प्रतिचुम्बकीय रंगहीन	लाल भूरी विषैली गैस, बहुत क्रियाशील, रंगहीन N ₂ O ₄ में द्विलकीकृत। मिश्रित एनहाइड्राइड जल के साथ क्रिया करके नाइट्रिक व नाइट्रस अम्ल देता है। $\text{N}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$ NO ₂ -N ₂ O ₄ निकाय प्रबल ऑक्सीकारी होता है।



<p>5.</p> <p>N₂O₅ (डाईनाइट्रोजन पेन्टाऑक्साइड)</p>	<p>निम्नताप पर निर्जल HNO₃ की P₂O₅ के साथ सावधानी पूर्वक क्रिया द्वारा बनाया जाती है। $4\text{HNO}_3 + \text{P}_4\text{O}_{10} \rightarrow 4\text{HPO}_3 + 2\text{N}_2\text{O}_5$</p>	<p>रंगहीन प्रस्वेद्य ठोस, उच्च क्रियाशील, प्रबल ऑक्सीकारी अभिकर्मक। HNO₃ का एनहाइड्राइड। गैस प्रावस्था में NO₂, NO तथा O₂ में टूट जाता है।</p>
---	--	---

सारणी-3 : नाइट्रोजन के ऑक्साइड की संरचनाएं
 ऑक्साइड की लुईस बिन्दु अनुनादी संरचनाएं और बंध मापक्रम सारणी में दिये हैं-

सूत्र	अनुनादी संरचना	बंध प्राचाल
N ₂ O	$\ddot{\text{N}}=\text{N}=\ddot{\text{O}} \longleftrightarrow :\text{N} \equiv \text{N}-\ddot{\text{O}}:$	$\text{N}-\text{N}-\text{O}$ 113pm 119pm रेखीय
NO	$:\text{N}=\ddot{\text{O}}: \longleftrightarrow :\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{O}}:$	$\text{N}-\text{O}$ 115pm
N ₂ O ₃		
NO ₂		
N ₂ O ₄		
N ₂ O ₅		



8.2. फॉस्फोरस के ऑक्साइड :

सारणी : फॉस्फोरस के ऑक्साइड

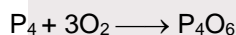
P_4O_6		P-O बन्ध लम्बाई दर्शाती है कि कोर पर सेतु बन्ध 1.65 Å तथा सामान्य एकल बन्ध होते हैं। इसमें P-P बन्ध उपस्थित नहीं होता है।
P_4O_{10}		P-O बन्ध लम्बाई दर्शाती है कि कोर पर सेतु बन्ध 1.60 Å लेकिन किनारों पर P=O बन्ध 1.43 Å होता है तथा यह P=O बन्ध $p\pi-d\pi$ पश्च बन्धन द्वारा बनता है। ऑक्सीजन परमाणु के पूर्ण p-कक्षक फास्फोरस परमाणु के रिक्त d-कक्षक के साथ पार्श्वीय अतिव्यापन करते हैं। POP का बन्ध कोण 127° होता है तथा इसमें P-P उपस्थित नहीं होता है। कुल एकाकी युग्म = 20 $p\pi-d\pi$ बन्धों की कुल संख्या = 4

8.2.1. फॉस्फोरस ट्राइऑक्साइड (P_2O_3) :

यह द्विलक है तथा इसका सूत्र P_4O_6 है।

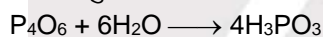
विरचन :

इसे ऑक्सीजन की सीमित मात्रा में फॉस्फोरस को जलाकर बनाया जाता है तो गैसीय P_4O_{10} व P_4O_6 बनते हैं। संघनित को प्रयुक्त कर तापमान कम होने पर P_4O_6 गैसीय रूप में रहता है जबकि P_4O_{10} एक ठोस के रूप में संघनित होता है जिसे ग्लासवूल द्वारा रोका जाता है। शेष गैसीय मिश्रण को हिम मिश्रण में से प्रवाहित करने पर यह P_4O_6 के रंगहीन क्रिस्टल में बदल जाती है।

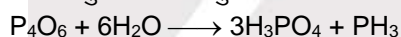


गुणधर्म :

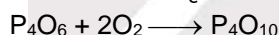
- यह एक रंगहीन क्रिस्टलीय ठोस है जिसका गलनांक $23.8^\circ C$ व क्वथनांक $178^\circ C$ है।
- यह ठंडे पानी में घुलकर फॉस्फोरस अम्ल बनाता है। इसलिए यह फॉस्फोरस अम्ल का एनहाइड्राइड है।



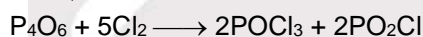
- यह गर्म जल में घुलकर PH_3 मुक्त करता है।



- यह वायु में धीरे से ऑक्सीकृत होकर P_4O_{10} बनाता है।



- यह ऑक्सीहैलाइड बनाकर क्लोरीन तथा ब्रोमीन के साथ क्रिया करता है।

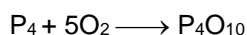


8.2.2. फॉस्फोरस पेन्टा ऑक्साइड (P_4O_{10}) :

यह द्विलकीकृत रूप में रहता है तथा इसका सूत्र P_4O_{10} है।

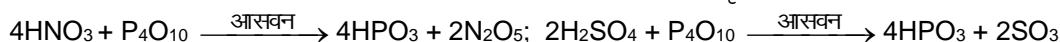
विरचन :

यह वायु के आधिक्य में फॉस्फोरस को जलाकर प्राप्त किया जाता है।



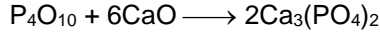
गुणधर्म :

- यह एक श्वेत चूर्ण है जिसकी प्रकृति अम्लीय है तथा आर्थोफॉस्फोरिक अम्ल का एनहाइड्राइड है।
- $250^\circ C$ पर गर्म करने पर यह ऊर्ध्वपातित हो जाता है।
- यह सी-सी आवाज के साथ जल में घुलकर मेटाफॉस्फोरिक अम्ल व अन्त में आर्थोफॉस्फोरिक अम्ल बनाता है।
 $P_4O_{10} + 2H_2O \longrightarrow 4HPO_3$; $4HPO_3 + 2H_2O \longrightarrow 2H_4P_2O_7$; $2H_4P_2O_7 + 2H_2O \longrightarrow 4H_3PO_4$
- यह सान्द्र H_2SO_4 व सान्द्र HNO_3 को क्रमशः SO_3 व N_2O_5 में निर्जलीकृत करता है।





- (v) यह CaO तथा NH₃ के समान क्षारीय पदार्थों को शुष्क करने के लिए प्रयुक्त नहीं हो सकता है। क्योंकि यह P₄O₁₀ के साथ लवण बनाते हैं।



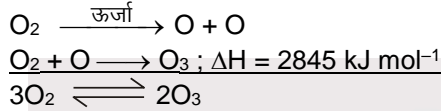
P₄O₁₀ के उपयोग :

- | | |
|--|-----------------------------------|
| 1. अम्लीय गैसों को शुष्क करने में | 2. एक निर्जलीकारक के रूप में |
| 3. SO ₃ व N ₂ O ₅ को बनाने के लिए | 4. फॉस्फोरिक अम्ल को बनाने के लिए |

8.3 ओजोन (O₃) :

8.3.1 विरचन :

इसे शुद्ध तथा शुष्क ऑक्सीजन में से नीरव विद्युत विसर्जन (Silent electric discharge) करके बनाया जाता है।



मिश्रण, आयतन का 5-10% ओजोन युक्त होता है तथा इस मिश्रण को ओजोनीकृत ऑक्सीजन भी कहते हैं।

- उच्च सान्द्रता अथवा शुद्ध O₃ को मिश्रण के प्रभाजी द्रवीकरण द्वारा प्राप्त किया जा सकता है।
- O₂ पर UV के विकिरण द्वारा भी ऑक्सीजन की न्यून मात्रा प्राप्त की जा सकती है।
- $O_2 \xrightarrow[\text{(ii) तापाघात}]{\text{(i) 2500}^\circ\text{C}} O_3$

8.3.2 गुणधर्म :

भौतिक गुण :

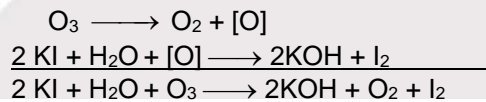
- (i) गहरी नीली गैस जो ठण्डा करने पर हल्का नीला द्रव बनाती है तथा ठोस करने पर बैंगनी काले क्रिस्टल बनाती है। लाल प्रकाश के अवशोषण के कारण गहरा रंग दर्शाती है।
- (ii) यह UV भाग को भी प्रबलता से अवशोषित करती है। इस प्रकार यह पृथ्वी के मनुष्यों जीवों को सूर्य से आने वाली हानिकारक UV विकिरणों से बचाती है।
- (iii) इसकी गन्ध तीक्ष्ण होती है तथा विद्युत उपकरणों के जलने के समान गंध आती है। यह विषैली गैस है तथा यह जल में थोड़ा विलेय है लेकिन टरपेन्टाइन ऑयल अथवा ग्लेसिएल एसीटिक अम्ल अथवा CCl₄ में अधिक विलेय है। O₃ अणु प्रतिचुम्बकीय है लेकिन O₃⁻ अनुचुम्बकीय है।

रासायनिक गुणधर्म :

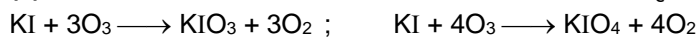
- (i) ऑक्सीकारक के रूप में : $O_3 + 2H^+ + 2e^- \longrightarrow O_2 + H_2O$; SRP = + 2.07 v (अम्लीय माध्यम में)
 $O_3 + H_2O + 2e^- \longrightarrow O_2 + 2OH^-$; SRP = + 1.24 v (क्षारीय माध्यम में)

इस प्रकार अम्लीय माध्यम में ओजोन एक प्रबल ऑक्सीकारक है।

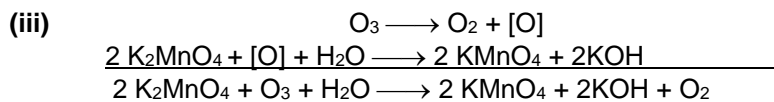
- (a) (i) यह I⁻ से I₂ में ऑक्सीकृत है (KI के उदासीन विलयन से)



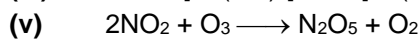
- (ii) पोटैशियम आयोडेट तथा परआयोडेट को क्षारीय KI ऑक्सीकृत करता है।



नोट: इसी प्रकार S²⁻ → SO₄²⁻ (लेकिन H₂S नहीं), NO₂⁻ → NO₃⁻, SO₃⁻ → SO₄²⁻, AsO₃³⁻ → AsO₄³⁻, Sn²⁺ → Sn⁴⁺ & (अम्लीय माध्यम)

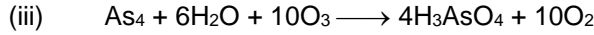
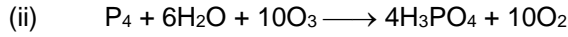
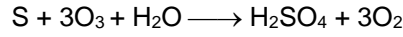
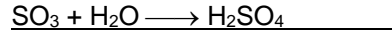
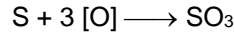
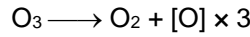


- (iv) इसी प्रकार [Fe(CN)₆]⁴⁻ को [Fe(CN)₆]³⁻ में आक्सीकृत करती है। (क्षारीय माध्यम).

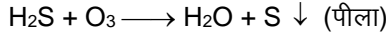




- (b) (i) यह उनके ऑक्सी अम्लों में आद्र S, P, As को ऑक्सीकृत करता है।



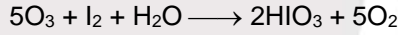
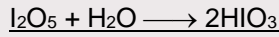
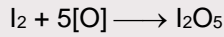
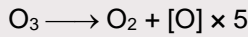
- (c) यह H₂S को S में ऑक्सीकृत करती है।



- (d) शुष्क I₂ के साथ अभिक्रिया : $2 I_2 + 9[O_3] \longrightarrow I_4O_9 + 9O_2$

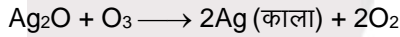
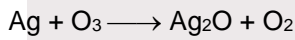
○ I₄O₉ पीले ठोस का संगठन I⁺³ (IO₃⁻)₃ है। इस यौगिक का निर्माण I₂ के क्षारीय प्रकृति के पक्ष में सीधा प्रमाण है (अर्थात् इसकी धनायन बनाने की प्रवृत्ति)

- (e) आर्द्र आयोडीन के साथ अभिक्रिया :

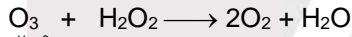
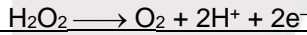
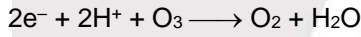


- (f) सिल्वर के साथ अभिक्रिया :

सिल्वर आर्टिकल, ओजोन के साथ सम्पर्क करने पर काले हो जाते हैं।



- (g) H₂O₂ के साथ अभिक्रिया :

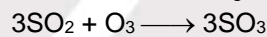


ऑक्सीकारक अपचायक

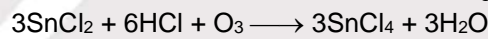
इस कारक से यह सही बताया जा सकता है कि ओजोन का SRP(+2.07), हाइड्रोजन परॉक्साइड के SRP (+1.77) से अधिक है, इसलिए ओजोन, हाइड्रोजन परॉक्साइड की अपेक्षा अधिक प्रबल ऑक्सीकारक है।

- (h) SO₂ तथा SnCl₂ के साथ अभिक्रियाएँ

- (i) SO₂, SO₃ में ऑक्सीकृत होता है।



- (ii) SnCl₂ HCl की उपस्थिति में SnCl₄ में ऑक्सीकृत होता है।

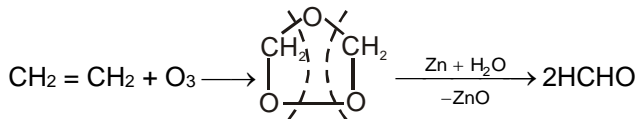


- (i) विरजक क्रिया –

O₃, ऑक्सीकरण के द्वारा रंगीन पदार्थ को विरंजित करता है।

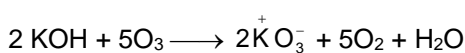
- (j) ओजोनीअपघटन :

एल्कीन, एल्काइन की ओजोन के साथ क्रिया कराकर ओजोनाइड बनाते हैं।



- (k) KOH के साथ अभिक्रिया :

नारंगी रंग के यौगिक, पोटैशियम ओजोनाइड बनाते हैं।

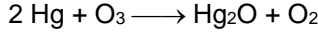


(नारंगी ठोस)



8.3.3 ओजोन के लिए परीक्षण :

- (i) फिल्टर पेपर को एल्कोहलिक बेन्जिडीन $[H_2N-C_6H_4-C_6H_4-NH_2]$ में भिगोया जाता है जिससे यह भूरा हो जाता है, जब O_3 (यहाँ H_2O_2 के द्वारा नहीं दर्शाया जाता है) के साथ सम्पर्क में आता है।
- (ii) मर्करी की पूँछनुमा आकृति : शुद्ध मर्करी एक गतिशील द्रव है लेकिन जब O_3 के साथ इसे सम्पर्क में लाया जाता है इसकी गतिशीलता कम होती है तथा यह काँच की सतह पर चिपकना प्रारम्भ कर देती है तथा Hg में Hg_2O (मर्करी सबऑक्साइड) के घुलने के कारण पूँछनुमा आकृति बनाता है।



ओजोन के उपयोग :

1. शोधित जल के लिए कीटाणुनाशक, जल के संक्रमण नाशक के रूप में, तथा भीड़ वाले स्थानों का वातावरण अनुकूल करती है।
2. असंतृप्त कार्बनिक यौगिक में द्विबन्ध की स्थिति पता लगाने के लिए।
3. कृत्रिम सिल्क, संश्लेषित कपूर, $KMnO_4$ इत्यादि के निर्माण में।
4. इसका उपयोग, तेल (ऑइल), हाथी दांत, स्टार्च आदि के विरंजक में किया जाता है।

Solved Examples

उदा-19. NO_2 क्षार द्वारा शुष्क नहीं हो सकता है, क्यों?

हल. NO_2 अम्लीय प्रकृति का होता है यह क्षारो द्वारा अवशोषित होता है।

उदा-20. O_3 एक प्रबल ऑक्सीकारक है। निम्न के ऑक्सीकरण को दर्शाने वाली समीकरण लिखिए।

- (a) अम्लीय विलयनों में I^- से I_2
 (b) नमी की उपस्थिति में सल्फर से सल्फ्यूरिक अम्ल

हल. (a) $O_3 + 2I^- + 2H^+ \longrightarrow O_2 + I_2 + H_2O$; (b) $3O_3 + S + H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + 3O_2$.

उदा-21. O_3 के महत्वपूर्ण अनुप्रयोग बताइए।

- हल. (A) रोगाणुरहित जल के लिए जीवाणु नाशक तथा विसंक्रामक के रूप में तथा भीड़-भाड़ वाले स्थानों के वायुमण्डल को सुधारने के लिए।
 (B) असंतृप्त कार्बनिक यौगिकों में द्विबन्ध की स्थिति के निर्धारण के लिए।
 (C) कृत्रिम सिल्क, संश्लेषित कपूर, $KMnO_4$ आदि बनाने में। यह विरंजक तेल, हाथी दांत की वस्तुएँ, आटे जैसा स्टार्च बनाने में भी प्रयुक्त होती है।

उदा-22. ओजोन परत का क्षय हो रहा है। ऐसा निम्न के कारण होता है-

- (A) सुपर सोनिक विमानों से NO उत्सर्जन के कारण (B) ऐरोसोल के रूप में प्रयुक्त क्लोरोफ्लोरोकार्बन के कारण
 (C*) दोनों (A) तथा (B) (D) इनमें से कोई नहीं

हल. (A) $O_3 + NO \longrightarrow NO_2 + O_2$
 (B) $Cl_2CF_2 \longrightarrow \cdot Cl + \cdot CClF_2$; $\cdot Cl + O_3 \longrightarrow ClO\cdot + O_2$
 $ClO\cdot \longrightarrow Cl\cdot + O\cdot$; $ClO\cdot + O\cdot \longrightarrow \cdot Cl + O_2$

उदा-23. O_3 एक प्रबल ऑक्सीकारक अभिकर्मक है। निम्न के ऑक्सीकरण की रासायनिक समीकरण लिखिये -

- (a) I^- से I_2 (अम्लीय विलयन में) (b) सल्फर से सल्फ्यूरिक अम्ल (नमी की उपस्थिति में)

हल. (a) $O_3 + 2I^- + 2H^+ \longrightarrow O_2 + I_2 + H_2O$ (b) $3O_3 + S + H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + 3O_2$.

उदा-24. O_3 के महत्वपूर्ण अनुप्रयोग बताइये ?

- हल. (A) जल के निर्मलीकरण के लिए कृमिनाशक तथा कीटाणुनाशक के रूप में, तथा सघन स्थानों के वायुमण्डल (वातावरण) को स्वच्छ बनाने के लिए प्रयुक्त होती हैं।
 (B) असंतृप्त कार्बनिक यौगिकों में द्विबंध की स्थिति की पहचान के लिए
 (C) कृत्रिम सिल्क, संश्लेषित कपूर (camphor), $KMnO_4$ आदि के निर्माण में, प्रयुक्त होती है। ऑइल ऑइवरी, फ्लोर स्टार्च आदि के विरंजक के रूप में।



8.4. सल्फर के ऑक्साइड :

SO ₂		दोनों बन्ध समतुल्य होते हैं।
SO ₃		सभी तीनों S-O बंध समतुल्य होते हैं। 3π बन्धों में से एक pπ-pπ व अन्य दो pπ-dπ होते हैं।

सल्फर डाइऑक्साइड :

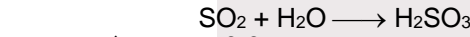
विरचन :

- (i) $S + O_2$ अथवा वायु $\xrightarrow{\text{जलाने पर}}$ SO₂
 (ii) $CaSO_4$ (जिप्सम) + C $\xrightarrow[1000^\circ C]{\Delta}$ 2 CaO + SO₂ + CO₂
 ○ इस विधि द्वारा SO₂ को औद्योगिक स्तर पर प्राप्त किया जाता है।

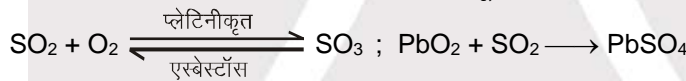
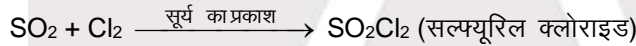
गुणधर्म :

- (i) जलती हुई सल्फर की गंध के साथ रंगहीन गैस
 (ii) यह वायु से भारी होती है तथा जल में अत्यधिक विलेय है। विलयन में यह पूर्णतः SO₂.6H₂O तथा कुछ मात्रा में H₂SO₃ के रूप में पायी जाता है।
 (iii) न तो जलती है और ना ही जलाने में सहायक है, लेकिन इसके वायुमण्डल में मैग्नीशियम तथा पोटैशियम लगातार जलते हैं।

- (iv) $3Mg + SO_2 \longrightarrow 2 MgO + MgS$; $4K + 3SO_2 \longrightarrow K_2SO_3 + K_2S_2O_3$
 अम्लीय प्रकृति : अम्लीय ऑक्साइड तथा यह जल में घुलकर सल्फ्यूरस अम्ल बनाते हैं।

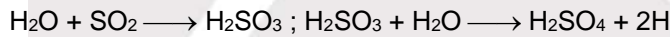


योगात्मक अभिक्रिया :



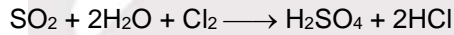
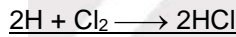
(vi) अपचायक प्रकृति :

यह क्षारीय माध्यम में अम्लीय माध्यम की तुलना में अधिक प्रबल अपचायक अभिकर्मक है।

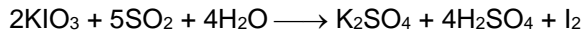
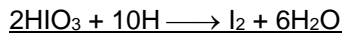
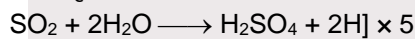


- अपचायक अभिलक्षण, नवजात हाइड्रोजन के मुक्त होने के कारण होता है।

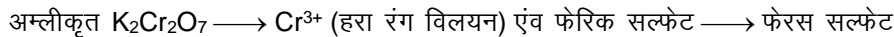
(a) हैलाइड के संगत हैलोजनों का अपचयन



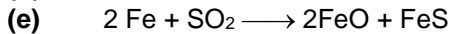
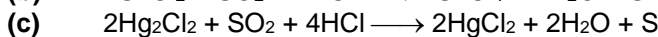
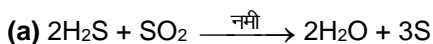
(b) अम्लीकृत आयोडेट का आयोडीन में अपचयन



- यह अम्लीकृत KMnO₄ को भी अपचयित करता है, $KMnO_4 \longrightarrow Mn^{2+}$ (रंगहीन),

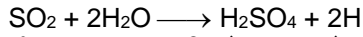


(vii) ऑक्सीकारक प्रकृति : प्रबल अपचायक के साथ ऑक्सीकारक के रूप में कार्य करता है।

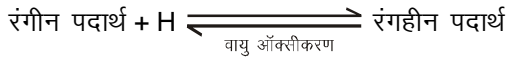




(viii) विरजक क्रिया :



यह SO_2 की अपचायक प्रकृति के कारण होता है।



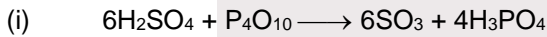
इसके द्वारा किया गया विरजक कार्य अस्थायी होता है।

SO_2 के उपयोग :

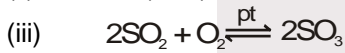
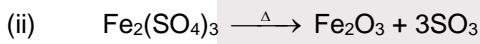
1. लकड़ी की लुगदी से पेपर तथा H_2SO_4 के निर्माण में प्रयुक्त होती है।
2. विशेष वस्तु जैसे ऊन, सिल्क तथा प्लास्टिक की पतली नलिका के लिए विरजककारी के रूप में
3. पेट्रोलियम व शर्करा के शोधन में प्रयुक्त

सल्फर ट्राइऑक्साइड (SO_3) :

विरचन :



○ P_4O_{10} एक निर्जलीकारक है।

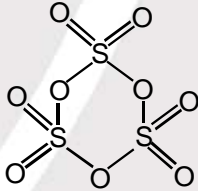


गुणधर्म :

SO_3 तीन अपरूपों में उपस्थित रहता है :

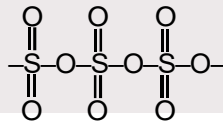
कमरे के ताप पर SO_3 ठोस होता है तथा तीन भिन्न रूपों में उपस्थित रहता है।

(a) $\gamma\text{-SO}_3$: बर्फ जैसा तथा चक्रिय त्रिलक (SO_3)₃ होता है, गलनांक 16.8°C होता है। यदि SO_3 को लम्बे समय या जल की सूक्ष्म मात्रा की उपस्थिति में रखा जाता है, तो यह या तो $\beta\text{-SO}_3$ अथवा $\alpha\text{-SO}_3$ बनाता है।



$\gamma\text{-SO}_3$ का चक्रिय त्रिलक

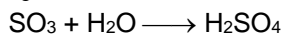
(b) $\alpha\text{-SO}_3/\beta\text{-SO}_3$: $\beta\text{-SO}_3$ (गलनांक 32.5°C) चतुष्फलकीय $[\text{SO}_4]$ इकाई की अनन्त कुण्डलीकार श्रृंखला से निर्मित होता है। जिसमें प्रत्येक इकाई दो किनारों से साझा करती है। इसकी संरचना श्रृंखला फास्फेट के समान होती है। $\alpha\text{-SO}_3$ (गलनांक 62.2°C) सर्वाधिक स्थायी रूप है तथा श्रृंखला परतों में क्रॉस लिंकेज से बनी होती है। दोनों एस्बेस्टॉस की तरह दिखती है तथा श्वेत रेशमी सूई (white silky needles) के बंडलों को समावेशित करता है।



SO_3 श्रृंखला की संरचना ($\alpha\text{-SO}_3$ या $\beta\text{-SO}_3$)

SO_3 शक्तिशाली ऑक्सीकारक है विशेषकर जब गर्म होता है, यह HBr को Br_2 में तथा P को P_4O_{10} में ऑक्सीकृत करता है।

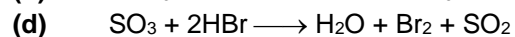
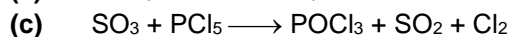
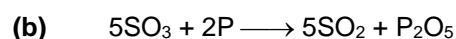
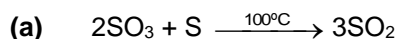
(i) अम्लीय प्रकृति : जल में घोलने पर सल्फ्यूरिक अम्ल के धूम्र बनाती है।



(ii) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_3 \longrightarrow \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ (ऑलियम)

(iii) $\text{SO}_3 + \text{HCl} \longrightarrow \text{SO}_2(\text{OH})\text{Cl}$ (क्लोरो सल्फ्यूरिक अम्ल)

(iv) ऑक्सीकारक प्रकृति :





SO₃ के उपयोग :

1. H₂SO₄ व ओलियम को बनाने में प्रयुक्त होती है।
2. गैसों के लिए शुष्कन कर्मक के रूप में
3. लम्बी श्रृंखला वाले एल्किल बेन्जीन यौगिक (डोडेइल बेन्जीन) के सल्फोनीकरण (Sulphonation) में प्रयुक्त की जाती है। इन एल्किल बेन्जीन सल्फोनिक अम्ल के सोडियम लवण ऋणायनिक पृष्ठ सक्रियक अभिकर्मक होते हैं, तथा अपमार्जकों (detergents) के सक्रिय अवयव होते हैं।

Solved Examples

उदा-25. SO₂ तथा Cl₂ दोनों विरंजक के रूप में प्रयुक्त होते हैं। इनके लिए विरंजक क्रिया का कारण बताइयें?

हल. SO₂ + 2H₂O → H₂SO₄ + 2H.

Cl₂ + H₂O → 2HCl + O.

SO₂ की विरंजन क्रिया नवजात हाइड्रोजन (H) के कारण होती है। (इसका कारण अपचयन है) तथा Cl₂ की नवजात ऑक्सीजन (O) के कारण (इसका कारण ऑक्सीकरण है)।

उदा-26. अम्लीय लवण (A) $\xrightarrow{\text{ऊष्मा}}$ (B) $\xrightarrow{\text{HCl}}$ (C) गैस $\xrightarrow{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{H}^+}$ (G) हरा
आणविक द्रव्यमान 84

(B) $\downarrow \text{BaCl}_2$ सफेद अवक्षेप (D)
HCl में विलय $\downarrow \text{Br}_2$ जल सफेद अवक्षेप (H)

(C) $\downarrow \text{Ca(OH)}_2$ दूधियापन \downarrow (G) गैस दूधियापन लुप्त हो जाता है। (F)

हल. NaHSO₃ $\xrightarrow{\text{ऊष्मा}}$ Na₂SO₃ $\xrightarrow{\text{HCl}}$ SO₂ $\xrightarrow{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{H}^+}$ Cr³⁺ (हरा विलयन)

Na₂SO₃ $\downarrow \text{BaCl}_2(\text{aq})$ BaSO₃ $\downarrow \text{Br}_2$ जल BaSO₄

SO₂ $\downarrow \text{Ca(OH)}_2(\text{aq})$ CaSO₃ (aq) $\downarrow \text{SO}_2$ CaHSO₃

खण्ड (F) : ऑक्सीअम्ल

9.1. नाइट्रोजन के ऑक्सी अम्ल :

नाइट्रोजन के ऑक्सी-अम्ल

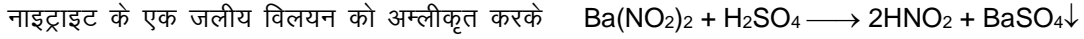
(N परमाणु sp² संकरित)

1.	HNO ₃	नाइट्रिक अम्ल (रंगहीन)	
2.	HNO ₂	नाइट्रस अम्ल (हल्का नीला)	
3.	H ₂ N ₂ O ₂	हाइपोनाइट्रस अम्ल	
4.	HNO ₄ या HNO ₂ (O ₂)	परनाइट्रिक अम्ल या परॉक्सीनाइट्रिक अम्ल	
5.	HNO(O ₂)	परॉक्सीनाइट्रस अम्ल	



9.1.1 नाइट्रस अम्ल (HNO₂) :

विरचन :



गुणधर्म :

- (i) यह एक अस्थायी दुर्बल अम्ल है जिसे केवल जलीय विलयन में जाना जाता है।
- (ii) सान्द्रित करने पर, अम्ल निम्न प्रकार से वियोजित होता है।

$$3\text{HNO}_2 \longrightarrow \text{HNO}_3 + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$$
- (iii) नाइट्रस अम्ल व नाइट्राइट अच्छे ऑक्सीकारक होते हैं तथा आयोडाइड को आयोडीन में, फेरस लवण को फेरिक में, स्टेनस को स्टेनिक में व सल्फाइड को सल्फेट में बदल देते हैं। उदाहरण

$$2\text{KI} + 2\text{HNO}_2 + 2\text{HCl} \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO} + 2\text{KCl} + \text{I}_2$$
- (iv) KMnO₄ नाइट्रस अम्ल व नाइट्राइट जैसे प्रबल ऑक्सीकारकों को अपचायक के रूप में काम में लेते हैं तथा NO₃⁻ आयन में ऑक्सीकृत हो जाते हैं।

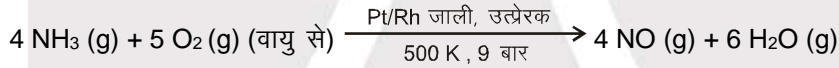
$$2\text{KMnO}_4 + 5\text{KNO}_2 + 6\text{HCl} \longrightarrow 2\text{MnCl}_2 + 5\text{KNO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} + 2\text{KCl}$$

9.1.2 नाइट्रिक अम्ल (HNO₃) :

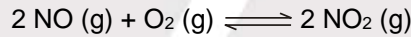
विरचन :

- (i) प्रयोगशाला विधि : नाइट्रिक अम्ल KNO₃ अथवा NaNO₃ तथा सान्द्र H₂SO₄ को गर्म करके बनाया जाता है।

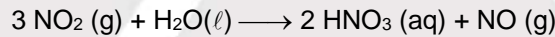
$$\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HNO}_3$$
- (ii) औद्योगिक मात्रा में HNO₃ को ऑस्टवॉल्ड विधि द्वारा तैयार किया जाता है। यह प्रक्रम 1200K पर Pt-Rh उत्प्रेरक पर NH₃ के उत्प्रेरकीय आक्सीकरण पर आधारित है।



इस प्रकार बनने वाला नाइट्रिक ऑक्साइड O₂ के साथ संयोजित होकर NO₂ बनाता है।



निर्मित नाइट्रोजन डाइऑक्साइड, जल में विलेय होकर HNO₃ देता है।



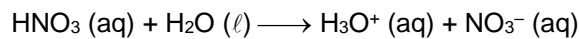
इस प्रकार बना NO पुनः HNO₃ बनाने में प्रयुक्त किया जाता है तथा आसवन द्वारा जलीय HNO₃ भार से लगभग ~ 68% तक सान्द्रित किया जा सकता है। फिर आगे 98% तक सान्द्रण, सान्द्र H₂SO₄ द्वारा निर्जलीकरण से प्राप्त किया जा सकता है।

भौतिक गुणधर्म :

यह रंगहीन द्रव है (जमाव बिन्दु 231.4 K तथा क्वथनांक 355.6 K) प्रयोगशाला में प्रयुक्त नाइट्रिक अम्ल, भार से लगभग ~ 68% HNO₃ रखता है तथा इसका विशिष्ट गुरुत्व 1.504 होता है।

गैसीय अवस्था में, HNO₃ समतलीय अणु के समान होता है।

जलीय विलयन में, नाइट्रिक अम्ल प्रबल अम्ल के समान व्यवहार दर्शाता है तथा यह हाइड्रोनियम तथा नाइट्रेट आयन देता है।



रासायनिक गुणधर्म :

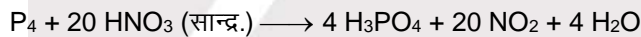
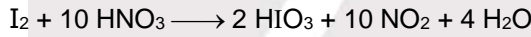
- (i) सान्द्र नाइट्रिक अम्ल प्रबल आक्सीकारक अभिकर्मक है तथा नोबल धातुओं जैसे कि गोल्ड तथा प्लेटिनम के अतिरिक्त अधिकांश धातुओं से क्रिया करता है। ऑक्सीकरण का उत्पाद, अम्ल की सान्द्रता, ताप तथा आक्सीकृत होने वाले पदार्थ की प्रकृति पर निर्भर करता है। कुछ धातुयें (e.g., Cr, Al) सान्द्र HNO₃ में विलय नहीं होती है क्योंकि इनकी सतह पर ऑक्साइड की अक्रिय परत बन जाती है।



सारणी 4 : तत्वों की अभिक्रियाएँ (HNO₃ के साथ धातुओं / उपधातुओं की अभिक्रियाएँ)

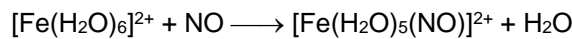
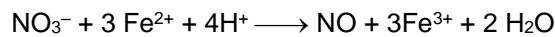
तत्व	HNO ₃ की प्रकृति	परिवर्तन	अभिक्रिया
(A) धातुयें जो कि विद्युत रासायनिक श्रेणी में H से ऊपर रखी है (ECS)			
1. Mg, Mn	ठण्डा तथा तनु	M(NO ₃) ₂	M + 2HNO ₃ → M(NO ₃) ₂ + H ₂
2. Zn, Fe	(a) अत्यन्त तनु	NH ₄ NO ₃	4Zn + 10HNO ₃ → 4Zn(NO ₃) ₂ + NH ₄ NO ₃ + 3H ₂ O
	(b) तनु	N ₂ O	4Zn + 10HNO ₃ → 4Zn(NO ₃) ₂ + N ₂ O + 5H ₂ O
	(c) सान्द्र	NO ₂	Zn + 4HNO ₃ → Zn(NO ₃) ₂ + 2NO ₂ + 2H ₂ O
3. Sn	(a) तनु	NH ₄ NO ₃	4Sn + 10HNO ₃ → 4Sn(NO ₃) ₂ + NH ₄ NO ₃ + 3H ₂ O
	(b) सान्द्र	NO ₂	Sn + 4HNO ₃ → H ₂ SnO ₃ + 4NO ₂ + H ₂ O मेटा स्टेनिक अम्ल
4. Pb	(a) तनु	NO	3Pb + 8HNO ₃ → 3Pb(NO ₃) ₂ + 2NO + 4H ₂ O
	(b) सान्द्र	NO ₂	Pb + 4HNO ₃ → Pb(NO ₃) ₂ + 2NO ₂ + 2H ₂ O
(B) धातु में जो कि ECS में H से नीचे है।			
5. Cu, Ag, Hg	(a) तनु	NO	3Cu + 8HNO ₃ → 3Cu(NO ₃) ₂ + 2NO + 4H ₂ O. Hg, Hg ₂ (NO ₃) ₂ बनाता है।
	(b) सान्द्र	NO ₂	Cu + 4HNO ₃ → Cu(NO ₃) ₂ + 2NO ₂ + 2H ₂ O
(C) उपधातुएँ			
Sb, As	सान्द्र	NO ₂	Sb + 5HNO ₃ → H ₃ SbO ₄ + 5NO ₂ + H ₂ O एन्टीमोनिक अम्ल

- (ii) सान्द्र नाइट्रिक अम्ल, अधातुओं तथा उनके यौगिकों को भी ऑक्सीकृत कर देता है। यह आयोडीन को आयोडिक अम्ल में, कार्बन को कार्बन डाइऑक्साइड में, सल्फर को H₂SO₄ में तथा फास्फोरस को फास्फोरिक अम्ल में ऑक्सीकृत कर देता है।



- (iii) भूरी वलय परीक्षण :

नाइट्रेट के लिए, सामान्य भूरी वलय परीक्षण, Fe²⁺ द्वारा नाइट्रेट को नाइट्रिक ऑक्साइड में अपचयित करने की क्षमता पर निर्भर है। जो कि Fe²⁺ के साथ अभिकृत होकर, भूरे रंग का संकुल बनाता है। सामान्यतः इस परीक्षण में नाइट्रेट आयन रखने वाले जलीय विलयन में तनु फेरस सल्फेट विलयन मिला कर सावधानीपूर्वक, सान्द्र सल्फ्यूरिक अम्ल को परखनली की दीवारों के सहारे से धीरे-धीरे मिलाया जाता है। विलयन तथा सल्फ्यूरिक अम्ल की परतों के मिलान बिन्दु पर बनने वाली भूरी वलय विलयन में नाइट्रेट की उपस्थिति को दर्शाती है।



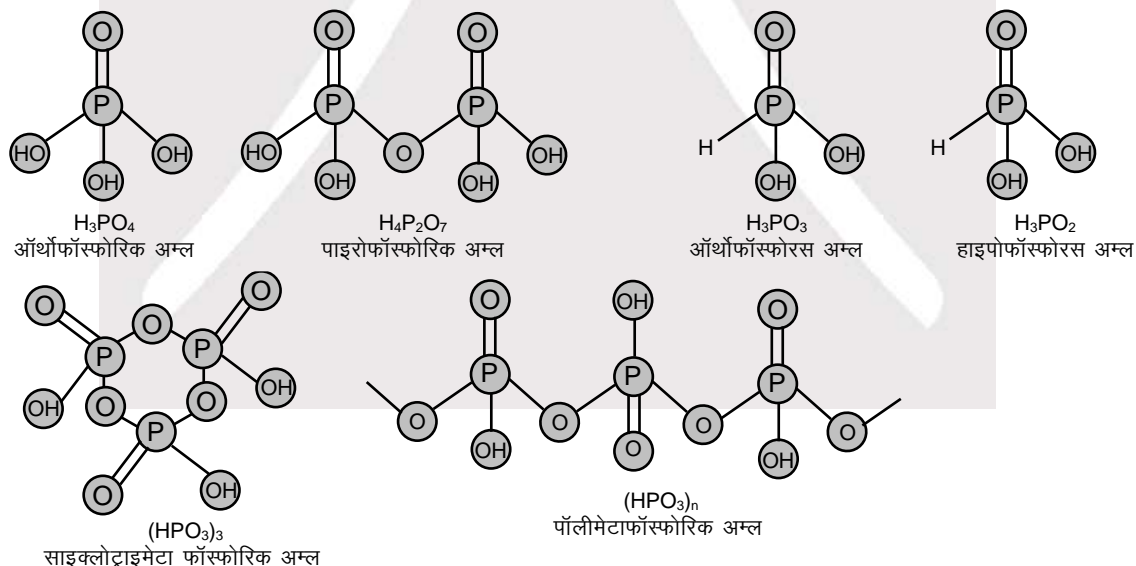
नाइट्रिक अम्ल के उपयोग :

- (i) नाइट्रिक अम्ल का मुख्य उपयोग, उर्वरक के रूप में अमोनियम नाइट्रेट तथा विस्फोटक तथा तापीय विधियों के रूप में अन्य नाइट्रेटों के निर्माण में किया जाता है।
- (ii) यह नाइट्रोग्लिसरीन, ट्राइनाइट्रोटॉलूईन तथा अन्य कार्बनिक नाइट्रो यौगिकों के निर्माण में भी प्रयुक्त होता है।
- (iii) स्टेनलेस स्टील का जंगरोधन तथा धातुओं को नष्ट करना तथा रॉकेट ईंधन में ऑक्सीकारक के रूप में इसके अन्य मुख्य उपयोग हैं।

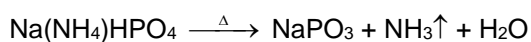
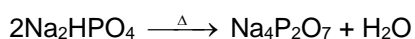
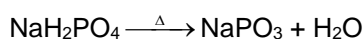
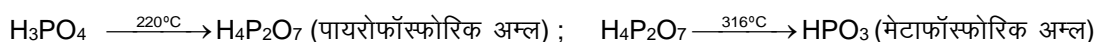


9.2. फॉस्फोरस के ऑक्सीअम्ल :

नाम	सूत्र	ऑक्सीकरण	अभिलक्षण	विरचन
हाइपोफॉस्फोरस (फॉस्फीनिक)	H_3PO_2	+1	एक P-OH दो P-H एक P=O	सफेद P_4 + क्षार
ऑर्थोफॉस्फोरस (फास्फोनिक)	H_3PO_3	+3	दो P-OH एक P-H एक P=O	$P_2O_3 + H_2O$
पायरोफॉस्फोरस	$H_4P_2O_5$	+3	दो P-OH दो P-H दो P=O	$PCl_3 + H_3PO_3$
हाइपोफॉस्फोरिक	$H_4P_2O_6$	+4	चार P-OH दो P=O एक P-P	लाल P_4 + क्षार
ऑर्थोफॉस्फोरिक	H_3PO_4	+5	तीन P-OH एक P=O	$P_4O_{10} + H_2O$
पायरोफॉस्फोरिक	$H_4P_2O_7$	+5	चार P-OH दो P=O एक P-O-P	फॉस्फोरिक अम्ल को गर्म करने पर
मेटाफॉस्फोरिक	$(HPO_3)_n$	+5	तीन P-OH तीन P=O तीन P-O-P	फॉस्फोरस अम्ल + Br_2 , बन्द परखनली में गर्म करने पर



फॉस्फोरिक अम्ल और उसके लवण पर ताप का प्रभाव :





9.3. सल्फर के ऑक्सीअम्ल (Oxy acids of sulphur) :

सल्फर बहुत से ऑक्सी अम्ल जैसे कि H_2SO_3 , $H_2S_2O_4$, $H_2S_2O_5$, $H_2S_2O_6$ ($x = 2$ से 5 ,) H_2SO_4 , $H_2S_2O_7$, $H_2S_2O_8$ बनाता है। इनमें से कुछ अम्ल अस्थायी है तथा इन्हें विलगित नहीं किया जा सकता है। यह जलीय विलयन तथा इनके लवणों के रूप में अस्तित्व रखते हैं। कुछ ऑक्सीअम्लों की संरचनायें नीचे दर्शायी गयी है।

ऑक्सीअम्ल	अम्ल का सूत्र	सल्फर की ऑक्सीकरण अवस्था	संरचना	अन्य सूचना
(a) सल्फ्यूरस अम्ल श्रेणी				
सल्फ्यूरस अम्ल	H_2SO_3	+4	$\begin{array}{c} \text{HO}-\ddot{\text{S}}-\text{OH} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$	चलावयवता संरचनाएँ सम्भव है
थायोसल्फ्यूरस अम्ल	$H_2S_2O_2$	-2, +4	$\begin{array}{c} \text{HO}-\ddot{\text{S}}-\text{OH} \\ \parallel \\ \text{S} \end{array}$	सल्फर परमाणुओं के मध्य $p\pi-d\pi$ बंध
डाइथायोनस अम्ल	$H_2S_2O_4$	+3, +3	$\begin{array}{c} \text{HO}-\ddot{\text{S}}-\ddot{\text{S}}-\text{OH} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{O} \quad \text{O} \end{array}$	अस्थाई तथा हाइपोसल्फ्यूरस अम्ल के रूप में भी जानते है।
पायरोसल्फ्यूरस अम्ल	$H_2S_2O_5$	+5, +3	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{HO}-\text{S}-\ddot{\text{S}}-\text{OH} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{O} \quad \text{O} \end{array}$	सल्फर की औसत ऑक्सीकरण अवस्था +4 होती है।
(b) सल्फ्यूरिक अम्ल श्रेणी				
सल्फ्यूरिक अम्ल	H_2SO_4	+6	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{HO}-\text{S}-\text{OH} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$	2, $p\pi-d\pi$ बंध रखता है।
थायोसल्फ्यूरिक अम्ल	$H_2S_2O_3$	-2, +6	$\begin{array}{c} \text{S} \\ \parallel \\ \text{HO}-\text{S}-\text{OH} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$	जलयोजित थायोसल्फेट हाइपो ($Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$) की तरह होता है।
पायरोसल्फ्यूरिक अम्ल	$H_2S_2O_7$	+6, +6	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{HO}-\text{S}-\text{O}-\text{S}-\text{OH} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{O} \quad \text{O} \end{array}$	इसे ऑलियम तथा सल्फ्यूरिक अम्ल की धूम्र भी कहते है।
(c) थायोनिक अम्ल श्रेणी				
डाइथायोनिक अम्ल	$H_2S_2O_6$	+5, +5	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{HO}-\text{S}-\text{S}-\text{OH} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{O} \quad \text{O} \end{array}$	प्रत्येक सल्फर परमाणु 2, $p\pi-d\pi$ बंध रखता है।
पॉलीथायोनिक अम्ल ($x = n + 2$) ($n = 1-12$)	$H_2S_xO_6$	+5, 0, +5	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{HO}-\text{S}-\text{S}_n-\text{S}-\text{OH} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{O} \quad \text{O} \end{array}$	बीच वाला सल्फर परमाणु शून्य ऑक्सीकरण अवस्था रखता है।



(d) परॉक्सीअम्ल श्रेणी				
परॉक्सीमोनो सल्फ्यूरिक अम्ल	H_2SO_5	+6	$\begin{array}{c} O \\ \\ HO-S-O-OH \\ \\ O \end{array}$	केरो अम्ल कहलाता है। अल्प स्थायी है।
परॉक्सीडाईसल्फ्यूरिक अम्ल	$H_2S_2O_8$	+6, +6	$\begin{array}{c} O \quad O \\ \quad \\ HO-S-O-O-S-OH \\ \quad \\ O \quad O \end{array}$	मार्शल अम्ल कहलाता है। परसल्फेट भी कहते हैं।

9.3.1 सल्फ्यूरिक अम्ल (H_2SO_4) :

औद्योगिक निर्माण : सल्फ्यूरिक अम्ल विश्व स्तर पर एक महत्वपूर्ण औद्योगिक रसायन है।

(a) सम्पर्क प्रक्रम :

(i) सल्फर अथवा सल्फाइड अयस्क के वायु की उपस्थिति में दहन द्वारा SO_2 बनाया जाता है।

(ii) उत्प्रेरक (V_2O_5) की उपस्थिति में, ऑक्सीजन के साथ अभिक्रिया द्वारा SO_2 को SO_3 में परिवर्तित किया जाता है।

(iii) SO_2 का H_2SO_4 में अवशोषण कर ऑलियम ($H_2S_2O_7$) बनाया जाता है।

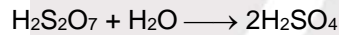
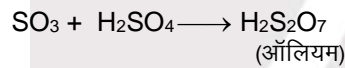
(iv) प्राप्त SO_2 , में धूल के कणों तथा अन्य अशुद्धियों जैसे कि आर्सेनिक यौगिकों को, पृथक कर, शुद्ध किया जाता है।

(v) H_2SO_4 के निर्माण में मुख्य पद V_2O_5 उत्प्रेरक की उपस्थिति में SO_2 का O_2 के साथ उत्प्रेरकी आक्सीकरण द्वारा SO_3 प्राप्त करना है।



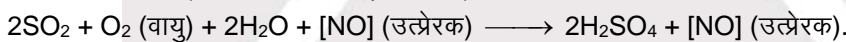
(vi) SO_3 गैस के उत्प्रेरकी परिवर्तक में सान्द्र H_2SO_4 में अवशोषित कर ऑलियम बनाया जाता है। जल के साथ तनु करने पर आवश्यक सान्द्रता का H_2SO_4 प्राप्त किया जाता है।

(vii) औद्योगिक रूप से, प्रक्रम को लगातार बनाने के लिए तथा लागत को कम करने के लिए 2 पदों को साथ-साथ सम्पन्न किया जाता है।



नोट : सम्पर्क प्रक्रम द्वारा 96-98% शुद्ध सल्फ्यूरिक अम्ल प्राप्त किया जाता है।

(b) सीसा कक्ष विधि (Lead chamber process):



80% शुद्ध अम्ल प्राप्त होता है जो कि "ब्राउन ऑइल ऑफ विट्रीओल" कहलाता है।

नोट : यह रूढ़ प्रक्रम है याद करने की आवश्यकता नहीं है।

भौतिक गुणधर्म :

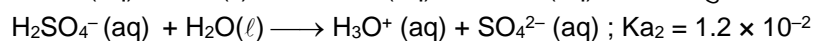
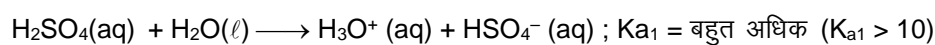
(i) सल्फ्यूरिक अम्ल रंगहीन, सघन, तैलीय द्रव है। 298 K ताप पर इसका विशिष्ट गुरुत्व 1.84 है।

(ii) अम्ल का हिमांक (जमाव बिन्दु) 283 K तथा क्वथनांक 611 K है जल में विलेय करने पर ऊष्मा की अत्यधिक मात्रा निष्कासित होती है।

(iii) सल्फ्यूरिक अम्ल की रासायनिक अभिक्रियायें, निम्न अभिलाक्षणिक गुणों का परिणाम है : (a) कम वाष्पशीलता (b) प्रबल अम्लीय गुण (c) जल के प्रति प्रबल बन्धुता तथा (d) जलीय विलयन में ऑक्सीकारक अभिकर्मक के समान, व्यवहार दर्शाने की प्रवृत्ति।

रासायनिक गुणधर्म :

(i) सल्फ्यूरिक अम्ल निम्न दो पदों में आयनित होता है :

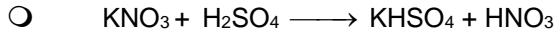


K_{a1} ($K_{a1} > 10$) का अधिक मान दर्शाता है कि H_2SO_4 , H^+ तथा HSO_4^- में तीव्रता से अधिक मात्रा में वियोजित होता है। (K_a) का उच्च मान अम्ल की प्रबलता को दर्शाता है।

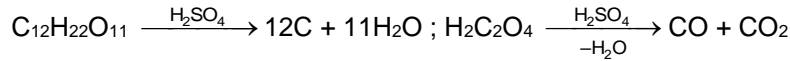
(a) यह अम्ल, लवणों की दो श्रेणियां बनाता है : सामान्य सल्फेट (जैसे कि सोडियम सल्फेट, कॉपर सल्फेट) तथा अम्लीय सल्फेट (जैसे कि, सोडियम हाइड्रोजन सल्फेट)



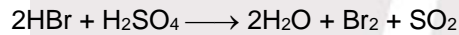
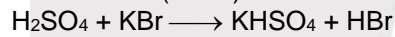
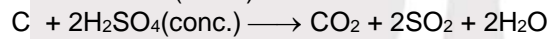
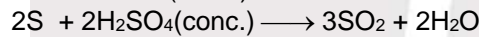
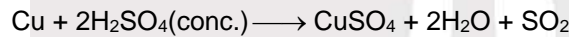
- (b) कार्बोनेट तथा बाइकार्बोनेट को CO_2 में वियोजित कर देता है।
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$; $\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- (c) सल्फ्यूरिक अम्ल की कम वाष्पशीलता के कारण, इससे अधिक वाष्पशील अम्ल इनके लवणों से बनाये जा सकते हैं।
 $2\text{MX} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 2\text{HX} + \text{M}_2\text{SO}_4$ ($\text{X} = \text{F}, \text{Cl}, \text{NO}_3$) ; $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$
 (M = धातु)



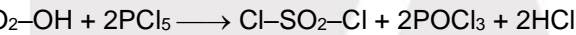
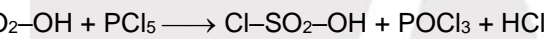
- (ii) सान्द्र सल्फ्यूरिक अम्ल प्रबल निर्जलीकारक अभिकर्मक है। यदि गैसों अम्ल से क्रिया नहीं करती हैं, ऐसी नमी युक्त गैसों का शुष्कन H_2SO_4 में से प्रवाहित करके किया जाता है। सल्फ्यूरिक अम्ल कार्बनिक यौगिकों से जल को पृथक कर देता है। इसका प्रमाण कार्बोहाइड्रेट पर इसकी निर्जलीकरण क्रिया है।



- (iii) गर्म व सान्द्र H_2SO_4 मध्यवर्ती प्रबल ऑक्सीकारक अभिकर्मक है। इसका अर्थ है कि यह फॉस्फोरिक अम्ल तथा नाइट्रिक अम्ल के मध्यवर्ती प्रबल अम्ल है। सान्द्र H_2SO_4 द्वारा धातु तथा अधातु दोनों आक्सीकृत हो जाते हैं तथा यह स्वयं SO_2 में अपचयित हो जाता है।



- (iv) PCl_5 के साथ मोनो तथा डाई-अम्ल क्लोराइड बनाता है।



- (v) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] (\text{s}) + 6\text{H}_2\text{SO}_4 + 6\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\Delta} 2\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4 + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 6\text{CO}$

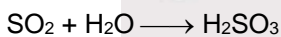
- (vi) $3\text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow 2\text{KHSO}_4 + \text{HClO}_4 + 2\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

H_2SO_4 के उपयोग :

- (i) सल्फ्यूरिक अम्ल एक महत्वपूर्ण औद्योगिक रसायन है।
 (ii) इसके औद्योगिक स्तर पर निर्माण में बहुत से पदार्थों की आवश्यकता होती है तथा अम्ल का उपयोग औद्योगिक स्तर पर उत्प्रेरक निर्माण में किया जाता है। (उदाहरण : अमोनियम सल्फेट तथा सुपरफास्फेट) अन्य उपयोग निम्न हैं: (a) पेट्रोलियम शुद्धिकरण (b) रंजकों, रंगों, वर्णकों के मध्यवर्तियों के निर्माण में उपयोगी है। (c) डिर्टजेन्ट उद्योगों में (d) धातुकर्म में उपयोग (e.g., धातुओं के इनेमलीकरण के पूर्व धावन में, विद्युत निक्षेपण तथा गेल्वेनीकरण) (e) संग्राही बैटरियों में (f) नाइट्रो सेलूलोस उत्पादों के निर्माण में तथा (g) प्रयोगशाला अभिकर्मक के रूप में।

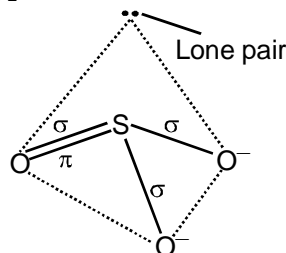
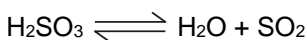
9.3.2 सल्फ्यूरस अम्ल (H_2SO_3) :

यह अम्ल केवल विलयन में होता है। इस विलयन को जल में SO_2 को घोलकर प्राप्त किया जाता है।



SO_2 जल में अति विलय होता है। अधिकांशतः हाइड्रेट $\text{SO}_2(\text{SO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O})$ के रूप में उपस्थित रहता है। सल्फ्यूरस अम्ल H_2SO_3 कुछ मात्रा में विलयन में विद्यमान हो सकता है, जो अम्लीय होता है। इसका लवण सल्फाइट SO_3^{2-} स्थायी क्रिस्टलीय ठोस बनाता है।

गर्म करने पर SO_2 की गन्ध देता है। इस प्रकार ये अम्ल मुक्त गैस के साथ साम्य में उपस्थित रहता है।





गुणधर्म :

(i) यह प्रबल द्विधारीय अम्ल है इसका आयनन दो अवस्था में होता है।

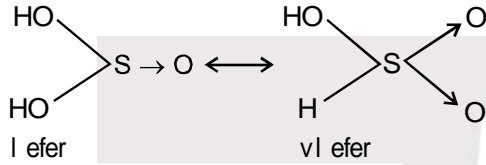


(ii) यह इस प्रकार लवणों की दो श्रेणी बनाता है। यह लवण बाईसल्फाइट (उदा. NaHSO_3) व सल्फाइट (उदा., Na_2SO_3) होते हैं। यह लवण अल्प स्थाई होते हैं।

(iii) जैसे SO_2 यह अपचायक की तरह कार्य करता है तथा विरंजक गुणधर्म दर्शाता है। यह गुणधर्म सल्फर डाई ऑक्साइड को वर्णित करते हैं।

(iv) अम्ल विशेष रूप से ऑक्सीकारी अभिकर्मक के रूप में भी कार्य करते हैं, जब प्रबल अपचायक के साथ उपचारित किया जाता है।

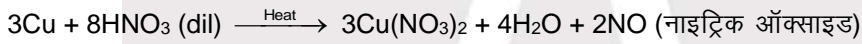
संरचना : सल्फ्यूरस अम्ल दो रूपों में जो विद्यमान होता है, हमेशा एक दूसरे के साम्य में रहते हैं।



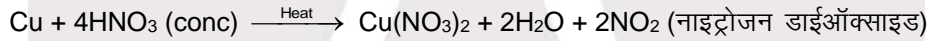
Solved Examples

उदा-27. स्पष्ट कीजिए कैसे कॉपर धातु HNO_3 के साथ अभिक्रिया पर विभिन्न उत्पाद दे सकती है?

Sol. तनु HNO_3 के साथ गर्म करने पर कॉपर, कॉपर नाइट्रेट तथा नाइट्रिक ऑक्साइड देता है



सान्द्र HNO_3 के साथ NO के बजाए NO_2 निष्कासित होती है।



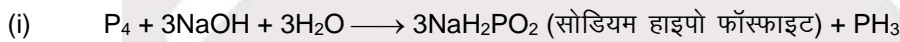
उदा-28. (i) श्वेत फॉस्फोरस को NaOH विलयन के साथ गर्म करने पर एक अम्ल (A) का सोडियम लवण बनता है।

(ii) पानी में रखे फॉस्फोरस में क्लोरीन गैस प्रवाहित करने पर एक अन्य अम्ल (B) बनता है।

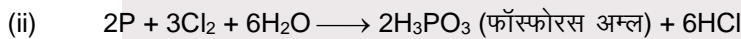
(iii) फॉस्फोरस सान्द्र HNO_3 के साथ उपचारित करने पर एक अम्ल (C) देता है। फॉस्फोराइट के पाउडर पर तनु H_2SO_4 की क्रिया द्वारा बनाया जाता है।

(iv) (A) HgCl_2 के विलयन के साथ उपचारित करने पर सर्वप्रथम यौगिक (D) का श्वेत अवक्षेप देता है। और तब (E) का भूरा अवक्षेप देता है। (A) से (E) तक पहचान कीजिए तथा पद (i) से (iv) की अभिक्रिया के लिए संतुलित रासायनिक अभिक्रिया लिखिए।

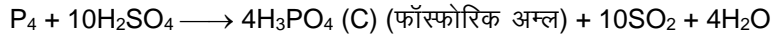
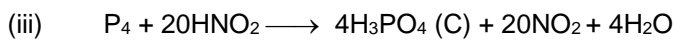
हल. दिये हुए परिवर्तन निम्न हैं :



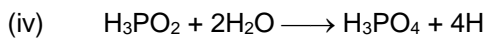
इस प्रकार अम्ल (A) H_3PO_2 है अर्थात् हाइपो फॉस्फोरस अम्ल है।



इस प्रकार अम्ल (B) H_3PO_3 है।



इस प्रकार अम्ल (C) H_3PO_4 है।



उदा-29. क्यों सान्द्र H_2SO_4 , H_2 को शुष्क करने के लिए प्रयुक्त नहीं हो सकता है?

हल. क्योंकि जब जल अम्ल द्वारा अवशोषित होता है, तो निष्कासित ऊष्मा के कारण हाइड्रोजन आग पकड़ लेती है।



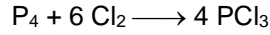
खण्ड (G) : हैलाइड तथा ऑक्सीहैलाइड

फॉस्फोरस दो प्रकार के हैलाइड बनाता है, PX_3 [$X = F, Cl, Br, I$] तथा PX_5 [$X = F, Cl, Br$]

10.1. फॉस्फोरस ट्राइक्लोराइड :

10.1.1 विरचन :

(i) यह गर्म श्वेत फॉस्फोरस पर शुष्क क्लोरीन प्रवाहित करने से प्राप्त होता है।

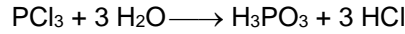


(ii) इसे श्वेत फॉस्फोरस के साथ थायोनील क्लोराइड की क्रिया द्वारा भी बनाया जा सकता है।

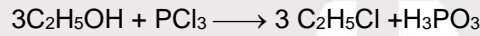
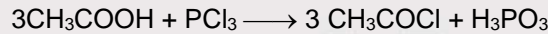


10.1.2. गुणधर्म :

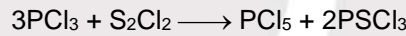
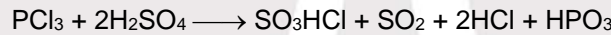
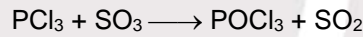
(i) यह रंगहीन तैलीय द्रव व नमी की उपस्थिति में जल अपघटित हो जाता है।



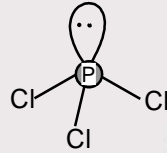
(ii) यह CH_3COOH , C_2H_5OH जैसे $-OH$ समूह युक्त कार्बनिक यौगिक के साथ क्रिया करता है।



(iii) यह भी अपचायक के समान व्यवहार करता है। जब इसे SO_3 , सान्द्र H_2SO_4 तथा सल्फर क्लोराइड के साथ उपचारित किया जाता है।



संरचना :

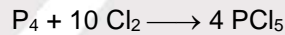


PCl_3 की पिरामिडीय संरचना

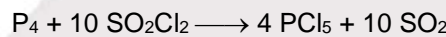
10.2. फॉस्फोरस पेन्टाक्लोराइड :

10.2.1 विरचन :

फॉस्फोरस पेन्टाक्लोराइड को श्वेत सफेद फॉस्फोरस की शुष्क क्लोरीन के आधिक्य में अभिक्रिया से बनता है।

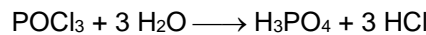
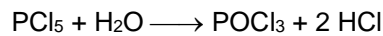


इसे फॉस्फोरस पर SO_2Cl_2 की क्रिया द्वारा भी बनाया जा सकता है

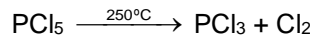


10.2.2 गुणधर्म :

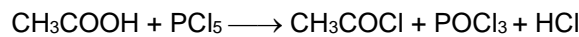
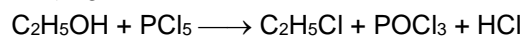
(i) PCl_5 एक पीला सफेद चूर्ण है तथा नम वायु में जलअपघटित होकर $POCl_3$ देता है जो अन्त में फॉस्फोरिक अम्ल में परिवर्तित हो जाता है।



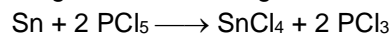
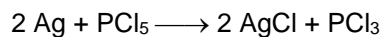
(ii) गर्म करने पर यह उर्ध्वपातित होता है लेकिन प्रबल रूप से गर्म करने पर यह वियोजित हो जाता है।



(iii) यह $-OH$ समूह युक्त कार्बनिक यौगिकों के साथ क्रिया कर डाईक्लोरो व्युत्पन्न बनाता है।



(iv) सूक्ष्म विभाजित धातुएँ PCl_5 के साथ गर्म करने पर यह संगत क्लोराइड बनाती है।

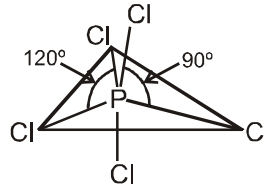


इसका उपयोग कुछ कार्बनिक यौगिक जैसे C_2H_5Cl , CH_3COCl के संश्लेषण में करते हैं।



संरचना :

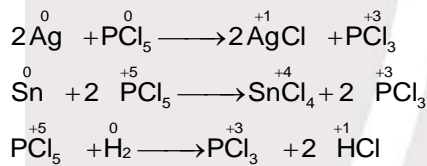
यह गैसीय अवस्था में सहसंयोजक होता है लेकिन ठोस अवस्था में $[\text{PCl}_4]^+$ (चतुष्कफलक) तथा $[\text{PCl}_6]^-$ (अष्टकफलक) युक्त आयनिक ठोस के रूप में विद्यमान होता है। सभी P-Cl बन्ध समान लम्बाई के नहीं होते हैं। यहाँ अक्षीय बन्ध लम्बे होते हैं तथा निरक्षीय बन्धों से दुर्बल होते हैं।



Solved Examples

उदा.30 क्या PCl_5 ऑक्सीकारक और अपचायक दोनों की तरह कार्य कर सकता है? तर्क दीजिए।

हल. PCl_5 में P की ऑक्सीकरण अवस्था +5 है। चूँकि P के संयोजकता कोश में पाँच इलेक्ट्रॉन होते हैं अतः यह इलेक्ट्रॉन दान करके अपनी ऑक्सीकरण अवस्था +5 से ज्यादा नहीं बढ़ा सकता है, इसलिए PCl_5 एक अपचायक की तरह व्यवहार नहीं कर सकता है। फिर भी, यह इसकी ऑक्सीकरण संख्या +5 से +3 या कुछ कम मान तक कर सकता है अतः PCl_5 एक ऑक्सीकारक की तरह व्यवहार करता है, उदाहरण के लिए यह Ag को AgCl में, Sn को SnCl_4 में तथा H_2 को HCl में ऑक्सीकृत कर देता है।



उदा.31 क्या होता है जब

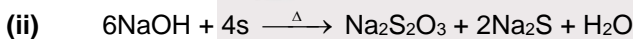
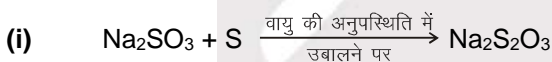
- (a) PCl_5 को गर्म किया जाता है। (b) PCl_5 की भारी जल से अभिक्रिया करवाते हैं।
(c) H_3PO_3 में गर्म किया जाता है।

हल. (a) $\text{PCl}_5 \xrightarrow{\Delta} \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$;
(b) $\text{PCl}_5 + \text{D}_2\text{O} \xrightarrow{\Delta} \text{POCl}_3 + 2\text{DCl}$;
(c) $4\text{H}_3\text{PO}_3 \xrightarrow{\Delta} 3\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{PH}_3$

खण्ड (H) : विविध यौगिक

11.1. सोडियम थायोसल्फेट ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)

11.1.1 विरचन :

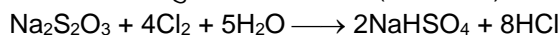


11.1.2 गुणधर्म :

(i) यह एक रंगहीन क्रिस्टलीय पदार्थ है जो जल में विलेय है तथा प्रबल रूप से गर्म करने पर क्रिस्टलीकृत होकर जल का ह्रास करता है।

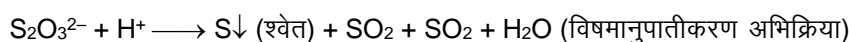
(ii) एन्टीक्लोर के रूप में :

यह निम्न अभिक्रिया के अनुसार रेशेदार सतह (श्वेत रंजक) से क्लोरीन को हटाता है।



इसलिए इसे एन्टीक्लोर कहते हैं।

(iii) HCl के साथ अभिक्रिया :



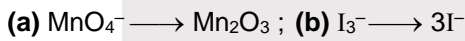
यह परीक्षण $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ व SO_3^{2-} के बीच विभेद करने के काम आता है जैसा कि SO_3^{2-} आयन, HCl के साथ केवल SO_2 देता है।



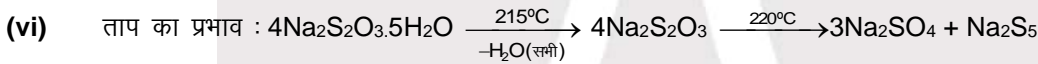
(iv) संकुल निर्माण अभिक्रिया :

अभिकर्मक	मुख्य उत्पाद	विशेष बिन्दु
सिल्वर लवणों के साथ अभिक्रिया (AgNO ₃ , AgCl, AgBr या AgI)	Ag ₂ S ₂ O ₃ ↓ (सफेद)	यह जलअपघटित विघटन गर्म करने पर बढ़ाया जा सकता है। यदि हाइपो आधिक्य मात्रा में है तो विलेयशील संकुल बनता है। 2S ₂ O ₃ ²⁻ + Ag ⁺ → [Ag(S ₂ O ₃) ₂] ³⁻ (विलेय संकुल) या [Ag(S ₂ O ₃) ₃] ⁵⁻ इस अभिक्रिया का उपयोग फोटोग्राफी में किया जाता है जहाँ हाइपो एक स्थायीकारक है।
FeCl ₃ के साथ अभिक्रिया	[Fe(S ₂ O ₃) ₂] ⁻ (गुलाबी एवं बैंगनी) अस्थायी संकुल	यह जलअपघटित विघटन गर्म करने पर बढ़ाया जा सकता है। यदि हाइपो आधिक्य मात्रा में है तो विलेयशील संकुल बनता है।
AuCl ₃ के साथ अभिक्रिया	Na ₃ [Au(S ₂ O ₃) ₂] (विलेय तथा अस्थायी संकुल)	
CuCl ₂ के साथ अभिक्रिया	Na ₄ [Cu ₆ (S ₂ O ₃) ₅] (विलेय संकुल)	

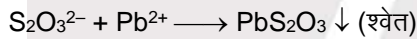
(v) अपचायक अभिकर्मक के रूप में :



यह अभिक्रिया अनुमापन विश्लेषण की आयोडोमिती तथा आयोडीमिति अनुमापन विधियों में प्रयुक्त होती है।

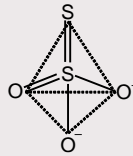


(vii) लेड के विलयशील लवण के साथ अभिक्रिया -



○ Ba²⁺, BaS₂O₃ का श्वेत अवक्षेप देता है। परन्तु कैल्शियम थायोसल्फेट विलयशील है।

संरचना :



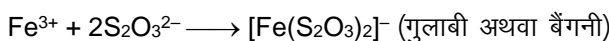
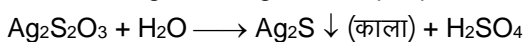
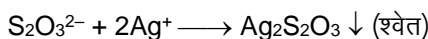
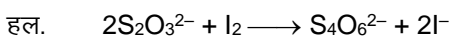
थायोसल्फेट आयन सल्फर के द्वारा एक ऑक्सीजन परमाणु के प्रतिस्थापन द्वारा सल्फेट आयन से व्युत्पन्न होता है।

हाइपो के उपयोग :

- विरंजित रेशे से क्लोरीन के आधिक्य को हटाने के लिए एन्टी क्लोर के रूप में
- फोटोग्राफी में स्थायीकारक (फिक्सर) के रूप में
- आयोडोमिति व आयोडोमिति अनुमापन में अभिकर्मक के रूप में

Solved Examples

उदा-32. रंगहीन लवण (A), I₂के विलयन को रंगहीन करता है। तथा AgNO₃ के साथ श्वेत अवक्षेप देता है, जो कि काले रंग में परिवर्तित हो जाता है। (A), FeCl₃ विलयन के साथ गुलाबी रंग उत्पन्न करता है। (A) की पहचान कीजिये तथा अभिक्रियाओं को समझाइये।

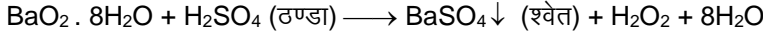




11.2. हाइड्रोजन परॉक्साइड (H₂O₂) :

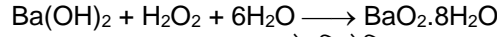
11.2.1 विरचन :

(i) प्रयोगशाला विधि :



BaSO₄ को छानकर जलीय हाइड्रोजन परॉक्साइड प्राप्त कर लिया जाता है।

- निर्जलीकृत BaO₂ व H₂SO₄ के बीच अभिक्रिया धीमी होती है तथा प्रायोगिक रूप से BaO₂ पर BaSO₄ की संरक्षी परत के निर्माण के कारण कुछ समय पश्चात् बन्द हो जाती है। इसलिए जलयोजित बेरियम परॉक्साइड का उपयोग करते हैं।

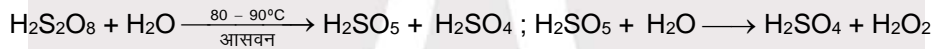
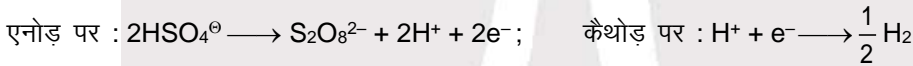
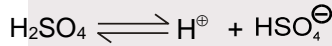


- चूंकि उच्च ताप पर H₂SO₄, H₂O₂ को वियोजित कर सकता है इसलिए निम्न ताप पर अभिक्रिया करानी चाहिये अथवा H₂SO₄ के स्थान पर H₃PO₄ प्रयुक्त किया जा सकता है।

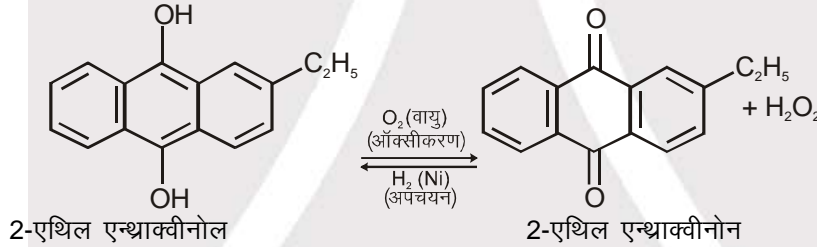


H₃PO₄ को पुनः प्रयुक्त किया जा सकता है।

(ii) उच्च विद्युत धारा पर सान्द्र H₂SO₄ अथवा (NH₄)₂SO₄ के वैद्युत अपघटन द्वारा परऑक्सोसल्फेट का निर्माण किया जाता है जो बाद में जल अपघटित होता है।



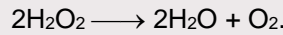
(iii) औद्योगिक विधि (स्वतः ऑक्सीकरण) :



11.2.2 भौतिक गुणधर्म :

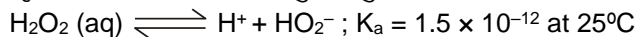
- (i) रंगहीन श्यान द्रव है, जो अधिक मात्रा में अधिक होने पर नीले रंग में प्रतीत होता है तथा H-बंध के कारण जल में किसी भी अनुपात में विलेय होता है तथा हाइड्रेट्स H₂O₂, H₂O बनाते हैं (MP 221 K)
- (ii) इसका क्वथनांक 423 K है जो जल से अधिक है लेकिन हिमांक (-4°C) जल से कम होता है। घनत्व तथा परावैद्युतांक भी H₂O से उच्च होते हैं।

- (iii) इसका जलीय विलयन निर्जलीकृत द्रव की अपेक्षा अधिक स्थायी होता है जहाँ यह धीरे-धीरे जल व O₂ में वियोजित हो जाता है। (प्रकाश में रखने पर)

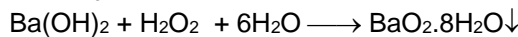
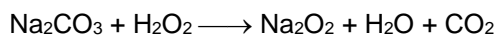


नोट : H₂O₂ को काँच के पात्र में नहीं रखा जाता है क्योंकि काँच में सूक्ष्म मात्रा में उपस्थित क्षारीय धातु आयनों से H₂O₂ के विस्फोटक वियोजन को उत्प्रेरित कर सकते हैं, इसलिए जलीय विलयन को प्लास्टिक पात्र अथवा मोम का अस्तर लगे काँच के पात्रों में रखते हैं तथा विलयन में कुछ यूरिया या फॉस्फोरिक अम्ल अथवा प्लिसॉल मिलाया जाता है क्योंकि यह पाया गया है कि ये यौगिक H₂O₂ के वियोजन के लिए ऋणात्मक उत्प्रेरक का कार्य करते हैं।

- (iv) अम्लीय प्रकृति : निम्न समीकरण के अनुसार दुर्बल अम्ल की तरह व्यवहार करती है।



H₂O₂ का जलीय विलयन नीले लिटमस को लाल में बदल देता है जो कि H₂O₂ के ऑक्सीकारक गुण द्वारा विरंजित कर दिया जाता है।



- 30% H₂O₂ विलयन का pH = 4.0 है।



11.2.3 रासायनिक गुणधर्म :

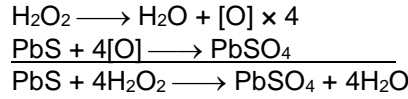
(i) ऑक्सीकारक अभिकर्मक :



○ उपरोक्त विभव के आधार पर हम कह सकते हैं कि अम्लीय माध्यम में H_2O_2 प्रबल ऑक्सीकारक लेकिन गतिकीय रूप से पाया गया है कि क्षारीय माध्यम में अभिक्रिया तेजी से होती है।

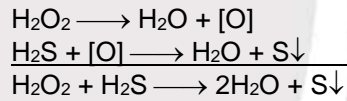
(A) अम्लीय माध्यम में :

(a) यह PbS को $PbSO_4$ में ऑक्सीकृत करता है।

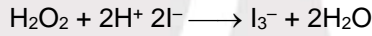


यह पुरानी चित्रकारी में श्वेत रंगों को पुनः संरक्षित रखने में प्रयुक्त होती है जो कि वायुमण्डलीय H_2S की क्रिया द्वारा, PbS के निर्माण के कारण काले रंग में बदल जाता है।

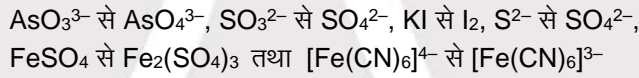
(b) H_2O_2, H_2S को सल्फर में ऑक्सीकृत करता है।



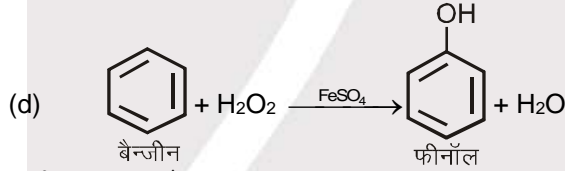
○ अम्लीकृत H_2O_2 के साथ पोटैशियम आयोडाइड तथा स्टार्च गहरा नीला रंग उत्पन्न करता है।



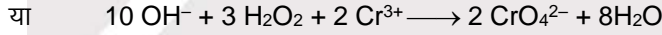
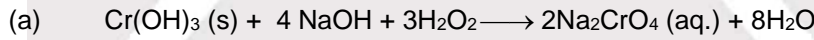
○ अम्लीय माध्यम में H_2O_2 निम्न को ऑक्सीकृत करता है।



(c) $NH_2 - NH_2$ (हाइड्रोजेन) + $2H_2O_2 \longrightarrow N_2 + 4H_2O$



(B) क्षारीय माध्यम में :

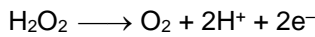


(b) $2NaBO_2 + 2H_2O_2 + 6H_2O \longrightarrow Na_2[(OH)_2B(O-O)_2B(OH)_2] \cdot 6H_2O$ (सोडियम परॉक्सोबोरेट)

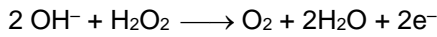
○ धावन चूर्ण (washing powder) में चमक कारक (brightener) रूप में प्रयुक्त किया जाता है।

(ii) अपचायक अभिकर्मक :

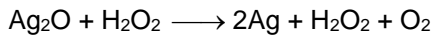
यह प्रबल ऑक्सीकारकों के लिए अपचायक की तरह कार्य करता है।



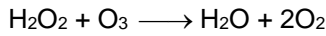
○ इसकी क्षारीय माध्यम में अपचायक सामर्थ्य, अम्लीय माध्यम की अपेक्षा अधिक होती है।



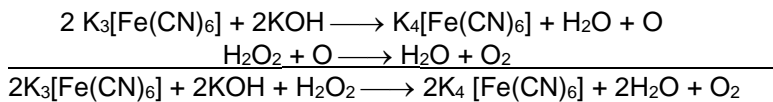
(a) Ag_2O को Ag में अपचयित कर दिया जाता है।



(b) यह O_3 को O_2 में अपचयित कर देता है।



(c) यह फेरिक सायनाइड को फ़ैरस सायनाइड (क्षारीय माध्यम) में अपचयित करता है।



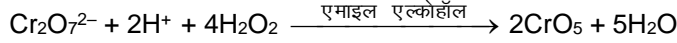


- (d) यह गोल्ड क्लोराइड विलयन को पूर्णतः चूर्णित धात्विक गोल्ड में अपचयित कर देता है जो कि, पारगम्य प्रकाश द्वारा हरित नीले (greenish blue) रंग, का तथा परावर्तित प्रकाश द्वारा भूरे रंग का दिखाई देता है।

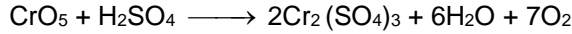
$$2 \text{Au}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{Au} \downarrow + 6\text{H}^+ + 3\text{O}_2$$
- यह MnO_4^- से Mn^{2+} (अम्लीय माध्यम) में भी अपचयित करता है MnO_4^- से MnO_2 (क्षारीय माध्यम), OCl^- से Cl^- , IO_4^- से IO_3^- तथा Cl_2 से Cl^-

11.2.4 H_2O_2 के लिए परीक्षण :

- (i) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ के साथ



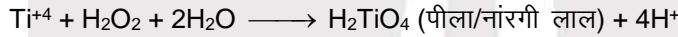
- CrO_5 चमकीला नीले रंग का एक यौगिक है जो डाइएथिल ईथर, एमिल एल्कोहॉल व एमिल एसीटेट में घुलनशील है।



- (ii) $2 \text{HCHO} + \text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow[\text{पाय रेगैलोल}]{\text{OH}^-} 2 \text{HCOOH} + \text{H}_2$

जब यह अभिक्रिया अंधेरे में की जाती है तो यह प्रकाश के उत्सर्जन द्वारा पूर्ण होती है (पीला रंग) यह रासायनिक प्रकाश उत्सर्जन का एक उदाहरण है।

- (iii) टाइटेनियम लवण का एक अम्लीकृत विलयन H_2O_2 के साथ पीला अथवा नारंगी रंग देता है।



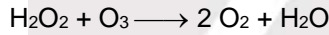
- इसका थोड़ा सा अम्लीय विलयन नारंगी लाल रंग का; तथा अत्यन्त तनु विलयन पीले रंग का होता है।

H_2O_2 के उपयोग :

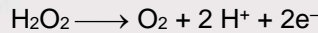
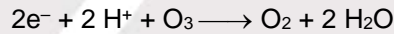
- कई कोमल (delicate) पदार्थ जैसे सिल्क, ऊन, रूई, हॉथी दाँत, आदि को विरंजित करने में
- मूल्यवान जैव प्रतिरोधी एवं कीटाणुनाशक के रूप में घाव धोने, तथा परहाइड्रोल के नाम से दाँत और कान धोने के काम में लिया जाता है।
- क्लोरीन व हाइपोक्लोराइट के चिन्हों को हटाने के लिए एन्टीक्लोर के रूप में
- रॉकेट ईंधन में ऑक्सीकारक के रूप में

Solved Examples

उदा-33. निम्न में से कौनसी अभिक्रिया ऑक्सीकारक है व कौन अपचायक है ?



हल. ओजोन ऑक्सीकारक की तरह व्यवहार करता है तथा H_2O_2 अपचायक की तरह व्यवहार करता है।



निम्न आधार पर अपरोक्त H_2O_2 का $\text{SRP} + 1.77 \text{ V}$ है जबकि O_3 का $\text{SRP} + 2.07 \text{ V}$ है। अतः O_3 H_2O_2 की अपेक्षा प्रबल ऑक्सीकारक है।