

पीरियड - समूह 16 में आक्सीजन, सल्फर (S), सिलीनियम (Se), टेलूरियम (Te) एवं पोलोनियम (Po) आते हैं। इस समूह को आक्सीजन परिवार या कैल्कोजीन कहते हैं।

उपलब्धता - पृथ्वी पर उपलब्ध तत्वों में आक्सीजन सबसे अधिक मात्रा में पाई जाती है। शुष्क वायु में आयतन के अनुसार 20.94% आक्सीजन होता है। सल्फर संयुक्त अवस्था में सल्फेटों के रूप में मिले - जिप्सम ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$) के रूप में पाई जाती है।
 सल्फमहाका $mgSO_4 \cdot 7H_2O$

इलेक्ट्रॉनिक विन्यास - आक्सीजन $8O = [He] 2s^2, 2p^4$
 इस समूह के बाह्यकोश में 6 इलेक्ट्रॉन होते हैं तथा सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ns^2, np^4 होता है।
 सल्फर $16S = [Ne] 3s^2, 3p^4$
 सिलीनियम $34Se = [Ar] 3d^{10}, 4s^2, 4p^4$

परमाणु तथा आयनी त्रिज्या - वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर कोशों का संख्या में वृद्धि के कारण परमाणु तथा आयनी त्रिज्याओं के मानों में वृद्धि होती है।

परमाणवीय त्रिज्या

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

आयनी त्रिज्या

$$O^{2-} < S^{2-} < Se^{2-} < Te^{2-} < Po^{2-}$$

आयनन एन्थैल्पी - वर्ग में नीचे जाने पर परमाणवीय त्रिज्या का मान बढ़ता जाता है जिससे आयनन एन्थैल्पी में कमी होती है। इस समूह के तत्वों की आयनन एन्थैल्पी के मान समूह 15 के संगत आवर्तों के तत्वों से कम होते हैं जबकि द्वितीय एन्थैल्पी के मान समूह 15 से अधिक होते हैं। इसका कारण समूह 15 के तत्वों में अतिरिक्त स्थानिक प्राप्ति आधे भर के कारण का होता है।

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

आयनन विभव का घटता क्रम

इलेक्ट्रॉन आबंध एन्थैल्पी

आक्सीजन के छोटे आकार तथा उच्च विद्युत ऋणात्मकता के कारण इलेक्ट्रॉन आबंध एन्थैल्पी सल्फर की अपेक्षा कम ऋणात्मक होती है जबकि सल्फर से पोलोनियम तक पुनः इसके मान कम ऋणात्मक होते जाते हैं।

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

रासायनिक गुण-

आक्सीकरण अवस्थाएँ तथा क्रियाशीलता में प्रवृत्तियाँ

वर्ग 16 के तत्व अनेक आक्सीकरण अवस्थाएँ दर्शाते हैं। -2 आक्सीकरण अवस्था की प्रवृत्ति नीचे जाने पर कम होती जाती है।

आक्सीजन, -1, -2, तथा +2 आक्सीकरण अवस्था प्रदर्शित करता है जबकि अन्य तत्व +2, +4, +6 आक्सीकरण अवस्थाएँ दर्शाते हैं।

आक्सीजन का स्वस्थान्य व्यवहार - अपने समूह में आक्सीजन का आकार सबसे कम, उच्च विद्युत ऋणात्मकता तथा 4 कक्षाओं की अनुपस्थिति के कारण स्वस्थान्य व्यवहार प्रदर्शित करता है।

हाइड्रोजन के प्रति क्रियाशीलता - इस वर्ग के सभी तत्व H₂ के प्रकार के हाइड्राइड बनाते हैं

जैसे - H₂O, H₂S, H₂Se आदि

1. हाइड्रोजन बन्ध - आक्सीजन अपने सूक्ष्म आकार तथा उच्च विद्युत ऋणात्मकता के कारण हाइड्रोजन बन्ध बनाता है। इसके अलावा और कोई तत्व हाइड्रोजन बन्ध नहीं बनाता। हाइड्रोजन बन्ध के कारण H₂O द्रव है जबकि अन्य हाइड्राइड गैसीय अवस्था में पाये जाते हैं।

2. वाष्पशीलता - वाष्पशीलता समूह में नीचे जाने पर वाष्पशीलता कम होती जाती है। H₂O की वाष्पशीलता हाइड्रोजन बन्ध के कारण सबसे कम होती है।

वाष्पशीलता - H₂O < H₂Te < H₂Se < H₂S

3. तापीय स्थिरता - समूह में अनुभार बढ़ने साथ तापीय स्थिरता घटता जाता है क्योंकि M-H बन्ध कम शक्ति कम होती जाती है

तापीय स्थिरता H₂O > H₂S > H₂Se > H₂Te

4. अपचायक गुण - H₂O को छोड़कर सभी हाइड्राइड अपचायक प्रवृत्ति रखते हैं

H₂O < H₂S < H₂Se < H₂Te

(3)

कैलोजन के प्रति विद्युत्शीलता - धर्ग 16 के लत्व EX_2 , EX_4 तथा EX_6 प्रकार के लाइड बनाते हैं।

यहाँ E = धर्ग की धातु तथा X = कैलोजन
 स्थायित्व घटने का क्रम $F > Cl > Br > I$

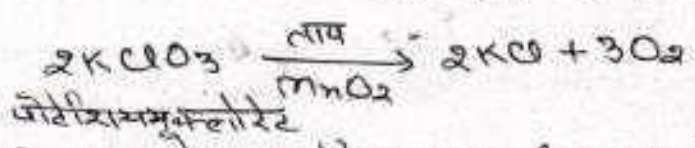
जोनी है लाइड, O_2F_2 , S_2Cl_2 आदि द्विलक (olimer) बनाते हैं क्योंकि इनके संयोजी क्रिया में विद्युत् शक्ति बढ़ती है। यह अत्यन्तु पातल अभिक्रिया प्रदर्शित करते हैं। जब एक ही लत्व का अभिक्रिया में आकर कारण तथा अपचयन होता है, अत्यन्तु पातल अभिक्रिया कहलाती है।



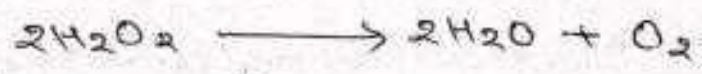
उच्च आवरगैजन - $[O_2]$

बनाये की विधियाँ

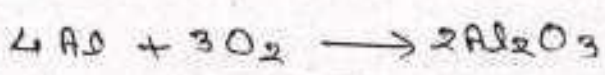
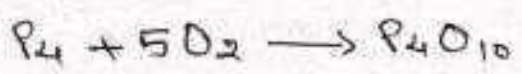
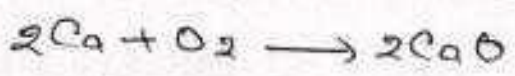
1. प्रयोगशाला विधि - (i) आवरगैजन मुक्त लवकों जैसे क्लोरेटों को गर्म करने पर।



(ii) हाइड्रोजन पराक्साइड (H_2O_2) के विघ्नजन काशी



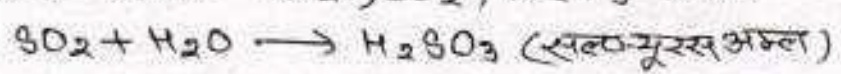
शारदायनक गुण - उच्च आवरगैजन धातुओं तथा अम्लतुओं से क्रिया करते हैं। अभिक्रियाएँ उष्मदा होती हैं।



सामान्य आवरसाइड - आवरगैजन का किसी अन्य लत्व के साथ द्विअंकी यौगिक आवरसाइड कहलाते हैं।

आवरसाइडों को उनके अम्लीय, शारदाय तथा उष्मधर्मी प्रकृति द्वारा वर्गीकृत किया जाता है।

(i) अम्लीय आवरसाइड - वे आवरसाइड जो जल के साथ संयोज कर अम्ल बनाते हैं अम्लीय आवरसाइड कहलाते हैं जैसे - SO_2 , CO_2 , N_2O_5 आदि



(ii) शारदाय आवरसाइड - आवरसाइड जो जल में धारक देते हैं शारदाय



ओजोन - O₃

ओजोन एक महत्वपूर्ण गैस है। समुद्रतल से 25 km ऊँचाई पर इसकी सान्द्रता अधिक है। वायुमण्डल के इस भाग को ओजोन परत कहते हैं यह खतरनाक पराबैंगनी किरणों को अवशोषित कर काँच शीशों से बमारी करता है। वायुमण्डल में प्रदूषण के कारण NO की सान्द्रता बढ़ रही है जो ओजोन परत को हानि पहुँचा रही है।

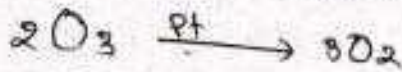
धनायन की विधियाँ - शुष्क आक्सीजन गैस में निःशब्द विद्युतबिसर्जन कराने पर ओजोन गैस प्राप्त होता है। इसे ओजोनर - (जहाँ उपकरण में धनायन हैं)।



भौतिक गुण - 1. ओजोन में सड़ी मछली जैसी गन्ध आती है।
2. तापमान के तीव्र में विघटित है, जल में अल्प विलेय है।

रासायनिक गुण -

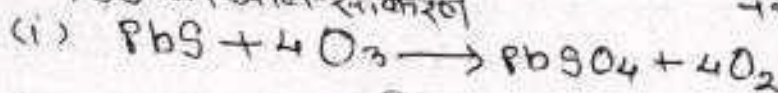
1. अपघटन - Ag, Pt, या पेंटेडियम (Pv) की उपस्थिति में यह अपघटित होकर आक्सीजन देती है।



2. आक्सीकारक के रूप में - यह एक प्रबल आक्सीकारक है। यह सरलता से अपघटित होकर नवजात



PbS का आक्सीकरण



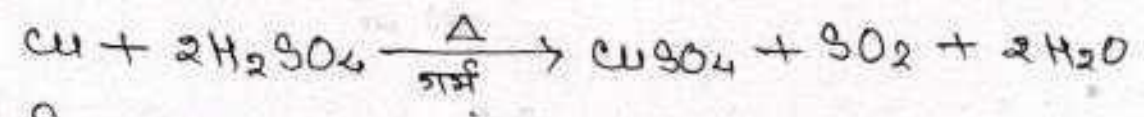
(ii) KI का आक्सीकरण - पोटैशियम आयोडाइड विलयन से आयोडीन विस्थापित कर देता है।



(iii) विरंजक गुण - आक्सीकरण व्यवहार के कारण अनर्यत रंगों को विरंजित करती है।

सल्फर के यौगिक

सल्फर डाई आक्साइड (SO_2) प्रयोगशाला में कापर ऑक्साइड के साथ गर्म करने पर प्राप्त होता है।

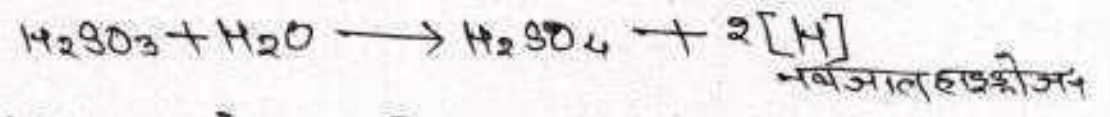
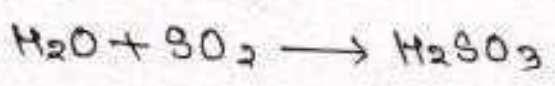


रासायनिक गुण -

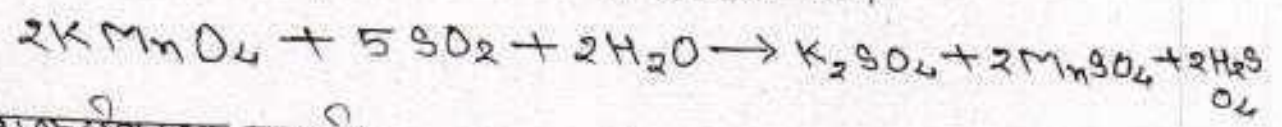
1. अम्लीय प्रकृति - जल में घोलने पर सल्फ्यूरस अम्ल प्राप्त होता है।



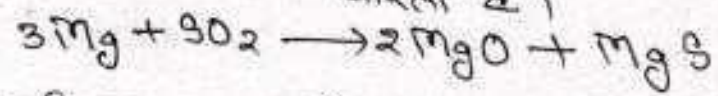
2. अपचायक प्रकृति - नमी को उपस्थित में यह अपचायक गुण कार्य करता है तथा नवजात हाइड्रोजन देता है।



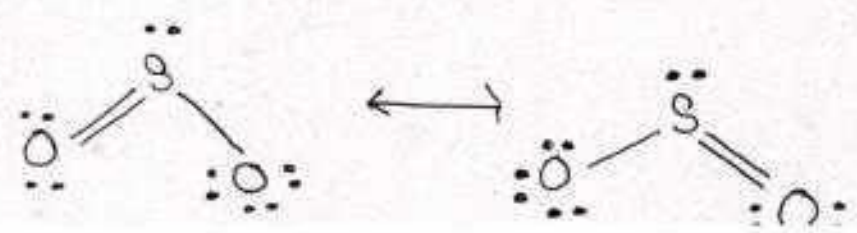
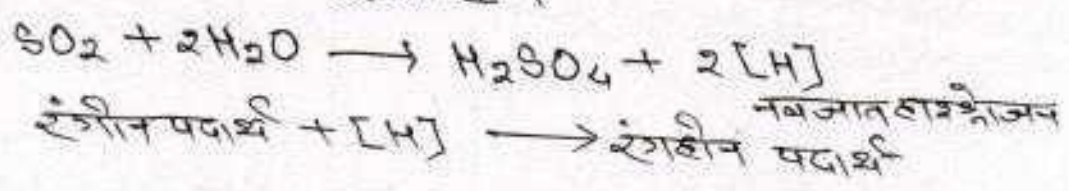
1. अम्लीय $KMnO_4$ को अपचायक करता है।



2. आक्सीकारक प्रकृति - धातु को धातु आक्साइड में आक्सीकृत करता है।

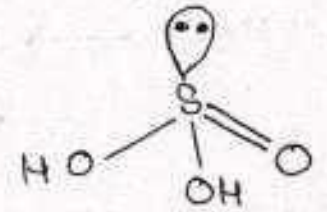
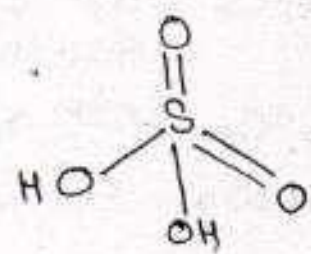
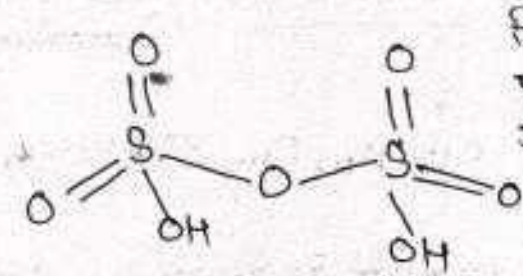


3. विरंजन क्रिया - नमी को उपस्थित में यह विरंजक गुण रखता है।



सल्फर के आवरसी अम्ल

सल्फर वाई आवरसी अम्ल बनाता है। जिन अम्लों में S की आवरसीकरण संख्या कम होती है उनके नाम के अन्त में (-अस) तथा जिनमें आ०सं० अधिक होती है उनके अन्त में -इक लगाते हैं। जिन अम्लों में S-S बन्धन होता है, थायो अम्ल कहलते हैं।

नाम	खुदा	S की आ०सं०	संरचना	लक्षण
सल्फ्यूरस अम्ल	H_2SO_3	+4		द्विधारकीय प्रबल अपचायक
सल्फ्यूरिक अम्ल	H_2SO_4	+6		द्विधारकीय प्रबल आवरसीकरण
पाइरोसल्फ्यूरिक अम्ल (ऑलियम)	$H_2S_2O_7$	+6		द्विधारकीय प्रबल आवरसीकरण

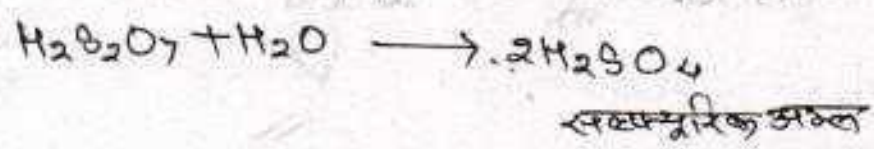
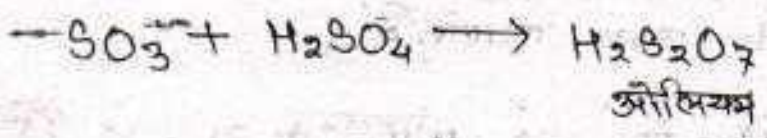
सल्फ्यूरिक अम्ल (H_2SO_4)

सल्फ्यूरिक अम्ल बहुत महत्वपूर्ण औद्योगिक रसायन है। सल्फ्यूरिक अम्ल का उत्पादन सम्पर्क प्रक्रम द्वारा तीन चरणों में होता है।
प्रथम चरण - सल्फर अथवा सल्फाइड अयस्कों को वायु में जलाकर सल्फर ऑक्साइड का उत्पादन



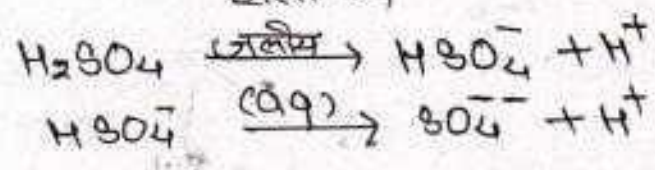
द्वितीय चरण - द्वितीय चरण में आक्सीकरण द्वारा SO_3 प्राप्त कराना यह क्रिया V_2O_5 (उत्प्रेरक) की उपस्थिति में होती है।

तृतीय चरण - SO_3 को सल्फ्यूरिक अम्ल में अवशोषित करके ओसिलिक (H_2SO_4) प्राप्त करना

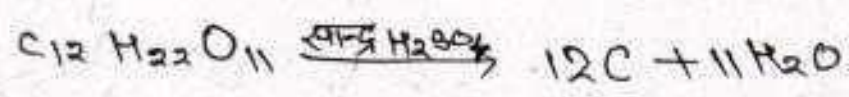


रासायनिक गुण -

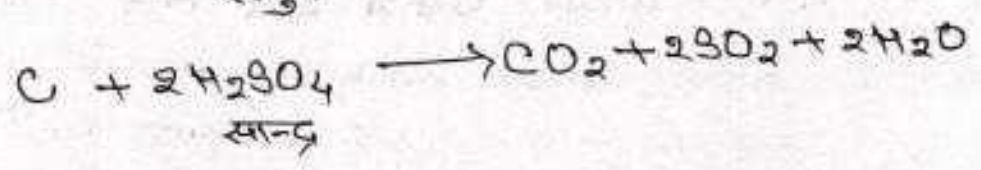
1. अम्लीय प्रवृत्ति - यह द्विद्वारणीय अम्ल है, जल में आयनन निम्नत होता है।



2. निर्जलीकारक - यह प्रबल निर्जलीकारक है, शर्करा को शर्करा चारकोल में निर्जलित करता है।



3. धातुओं से क्रिया - धातु तथा अधातु दोनों H_2SO_4 से क्रिया करते पर अवशोषित हो जाते हैं।



उपयोग -

1. उर्वरकों → अमोनियम सल्फेट, सुपर फॉस्फेट के उत्पादन में
2. सीसा संचायक सेलों में
3. कई रसायनों के निर्माण में - जैसे HCl , HNO_3