नोट्स

whatsapp

8696608541

अपडेटेड नोट्स

OM PRAKASH SAINI

Chapter - 7. p-block.

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)

आवर्त सारणी के वे तत्व जिनमें अंतिम e⁻ p-कक्षक में भरा जाता है उन्हे p-block तत्व कहते हैं।
इनको आवर्त सारणी के 13-18 वर्गों में रखा गया है इनका सामान्य इलैक्ट्रॉनिक विन्यास ns^2np^{1-6} होता है। इस समूह में धातु उपधातु तथा अधातु तीनो प्रकार के तत्व पाए जाते हैं

*15 वाँ वर्ग (नाइट्रोजन परिवार)-

इस वर्ग में नाइट्रोजन, फास्फोरस, आर्सेनिक, एन्टीमनी तथा बिस्मथ तत्व पाए जाते हैं इस वर्ग के सभी तत्वो को नाइट्रोजन परिवार माना जाता है।

उपलब्धता-

इस वर्ग में नाइट्रोजन व फास्फोरस अधिक मात्रा में पाए जाने वाले तत्व हैं जिनमें नाइट्रोजन वायुमण्डल में लगभग 78% तक पाई जाती है। ये नाइट्रेट खनिजों के रूप में चिली साल्टपीटर ($NaNO_3$) तथा इंडियन साल्टपीटर (KNO_3) में पाये जाते हैं। इसके अलावा नाइट्रोजन सभी सजीवों के प्रोटीन का प्रमुख घटक होता है।
फास्फोरस मुख्यत: ऐपेटाइट खनिजों के रूप में पाया जाता है जैसे - क्लोर ऐपेटाइट ($Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaCl_2$), फ्लोर ऐपेटाइट ($Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$)
इसके अलावा P. दाँत व हड्डियों, दुध, अण्डे व मछलियो में पाया जाता है।

सामान्य गुण-

1. प्रकृति - इस वर्ग में N व P अधातु, As व Sb उपधातु जबकि Bi धातु होती है। इनमें N प्रकृति में गैसीय

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)

अवस्था में पाई जाती है जबकि अन्य तत्व ठोस अवस्था में पाए जाते हैं।

2. इलैक्ट्रॉनिक विन्यास –
इन तत्वों का सामान्य इलैक्ट्रॉनिक विन्यास ns^2np^3 होता है अर्थात् बाह्यतम कोश में 5e- होते हैं इनमें p-कक्षक अर्द्ध भरा होता है अतः इनका यह स्थायी विन्यास होता है।

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

3. परमाणु त्रिज्या (आकार) –
वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर सामान्यतः इनके आकार बढ़ते हैं।
N से P तक आकार में अत्याधिक वृद्धि होती है लेकिन As से Bi तक बहुत कम वृद्धि होती है क्योंकि नीचे वाले तत्वों में d व f कक्षकों के इलेक्ट्रॉनों का दुर्बल परिरक्षण प्रभाव होता है जबकि नाभिकीय आवेश में वृद्धि होती है।

N	P	As	Sb	Bi
80pm	110pm	120pm	140pm	152pm

= परमाणु त्रिज्या

4. आयनन एन्थैल्पी – इन तत्वों कि आयनन एन्थैल्पी के मान 14 व 16 वर्ग से अधिक होते हैं क्योंकि

om prakash saini whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)

इस वर्ग के तत्वों में अर्द्धपूर्ण विन्यास (p^3) अधिक स्थायी होता है लेकिन वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर आकार बढ़ने के कारण आयनन एन्थैल्पी के मान घटते जाते हैं

N	P	As	Sb	Bi	= आयनन एन्थैल्पी
1402 KJ/mole	1012 KJ/mole	947 KJ/mole	834 KJ/mole	703 KJ/mole	

Q. ऑक्सीजन कि द्वितीय आयनन एन्थैल्पी का मान नाइट्रोजन की आयनन एन्थैल्पी से अधिक होता है क्यों?

Q. Bi कि द्वितीय व तृतीय आयनन एन्थैल्पी का मान Sb से अधिक होता है

Ans. क्योंकि Bi में 6p कक्षक में 3 अरे होते हैं जिनका बाह्यतम कोश के इलेक्ट्रॉनो पर परिरक्षण प्रभाव नगण्य होता है लेकिन इसके नाभिकीय आवेश में +32 ईकाई कि वृद्धि हो जाने के कारण नाभिकीय आकर्षण बल बढ़ जाता है और आकार संकुचित हो जाता अतः द्वितीय व तृतीय आयनन एन्थैल्पी के मान Sb से अधिक होते हैं।

5. विद्युत ऋणता -

इन तत्वों कि वि. ऋणता ऊपर से नीचे जाने पर आकार बढ़ने के कारण घटती जाती हैं।

N > P > As > Sb = Bi

3 2.1 2 1.9 1.9

6. ऑक्सीकरण अवस्था - इस वर्ग के तत्वों कि सामान्यतः +3 व +5 ऑक्सीकरण अवस्था होती हैं। जब ये तीन

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)

बंध बनाते हैं तो इनके पास 1 L.P. होता है और संरचना पिरैमिडीय हो जाती है। Eg. NH_3

→ +5 आक्सीकरण अवस्था में ये पाँच बंध बनाते हैं और इनके पास L.P. शुन्य होता है

Eg. - PCl_5

→ इस वर्ग में N अपने आॅक्साइडो में +1 से +5 तक ऑक्सीकरण अवस्था भी दर्शाता है।

→ इस वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर +3 ऑक्सीकरण अवस्था का स्थायीत्व बढ़ता है जबकि +5 आक्सीकरण अवस्था का स्थायीत्व घटता है क्योंकि नीचे की ओर भारी तत्वों में नाभिकीय आवेश इतना अधिक होता है कि बाह्यतम s-कक्षक के e- नाभिक के अधिक आकर्षण में होते है और बंध बनाने में काम नही आते अतः नीचे वाले तत्वों में अक्रीय युग्म प्रभाव के कारण +3 ऑक्सीकरण अवस्था ही अधिक स्थायी होती है।

* नाइट्रोजन का असामान्य व्यवहार-

नाइट्रोजन का आकार छोटा, उच्च विद्युत ऋणता तथा d-कक्षक अनुपस्थित होने कारण यह अन्य तत्वों से भिन्न व्यवहार दर्शाता है।

1. नाइट्रोजन में रिक्त d-कक्षक अपस्थ अनुपस्थित होने के कारण ये अधिकतम 4 बंध बना सकते हैं जबकि अन्य तत्व ज्यादा से ज्यादा 6 बंध बना सकते हैं।

2. N के अणु में बहुबंध ($N \equiv N$) उपस्थित होता है जबकि अन्य तत्वों में नहीं।

3. नाइट्रोजन का अणु प्रकृति में स्थायी तथा अधिकतम मात्रा में गैसीय अवस्था में पाया जाता है। जबकि अन्य तत्व कम स्थायी व ठोस अवस्था में पाये जाते हैं।

4. नाइट्रोजन $d\pi - p\pi$ बंध नहीं बनाता। जबकि अन्य तत्व यह बंध बनाते हैं।

जैसे - $R_3P{=}O$

5. N अणु कि बंध वियोजन एन्थैल्पी का मान अधिकतम (946 KJ/mole) होता है जबकि अन्य तत्वों कि कम होती है।

6. N अन्य तत्वों के साथ बहुबंध बनाने कि क्षमता रखता है क्योंकि इसका आकार छोटा व विद्युत ऋणता अधिक होती है।

Eg. - $C \equiv N$, NO

क्रियाशीलता -

हाइड्रोजन के प्रति क्रियाशीलता -

1. → ये तत्व हाइड्रोजन से क्रिया कर EH_3 प्रकार के सहसंयोजी प्रकार के हाइड्राइड बनाते हैं। इन हाइड्राइडों में sp^3 संकरण ज्यामिती पिरैमीडीय तथा बंध कोण का मान 109.5° से घट जाता है

$NH_3 > PH_3 > AsH_3 > SbH_3 > BiH_3$

बंधकोण का घटता → क्रम

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)

Note:- यदि केंद्रीय परमाणु की विद्युत ऋणता का मान बढ़ता है तो बंध कोण का मान भी बढ़ता है।

→ ये हाइड्राइड ऊपर से नीचे कि ओर जाने पर जल में इनकी विलेयता घटती जाती है जिससे NH_3 जल में अत्यधिक घुलनशील होती है क्योंकि यह जल के अणुओं के साथ H-बंध बना लेती है।

$$NH_3 > PH_3 > AsH_3 > SbH_3 > BiH_3$$

विलेयता का घटता क्रम

→ इनकी क्षारीय प्रकृति ऊपर से नीचे कि ओर जाने पर घटती जाती है अर्थात् अमोनिया प्रबलतम क्षारीय है क्योंकि नाइट्रोजन का आकार छोटा हो जाने के कारण उसपर e- घनत्व बढ़ जाता है अतः e- युग्म देने की प्रवृत्ति अधिक हो जाती है।

$$\ddot{N}H_3 > \ddot{P}H_3 > \ddot{A}sH_3 > \ddot{S}bH_3 > \ddot{B}iH_3$$

क्षारकता का घटता क्रम

→ इन हाइड्राइडो की अपचायक क्षमता ऊपर से नीचे जाने पर बढ़ती है क्योंकि बंध लम्बाई बढ़ जाने के कारण हाइड्रोजन कि देने की प्रवृत्ति बढ़ जाती है अत: इनमें BiH_3 प्रबलतम अपचायक होता है।

$$NH_3 < PH_3 < AsH_3 < SbH_3 < BiH_3$$

अपचायक क्षमता का बढ़ता क्रम

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)

2. ऑक्सीजन के प्रति क्रियाशीलता :-
ये तत्व आक्सीजन से क्रिया कर E_2O_3 व E_2O_5 प्रकार के ऑक्साइड बनाते हैं। इनमें नाइट्रोजन तत्व सबसे अधिक ऑक्साइड बनाता है। क्योंकि नाइट्रोजन का आकार छोटा व उच्च विद्युतऋणता होने के साथ-2 दोनो तत्वो में संयोजी e^- p कक्षक में उपस्थित होते हैं।
→ इन ऑक्साइडो में ऊपर से नीचे की ओर अम्लीय गुण घटता है जबकि क्षारीय गुण बढ़ता है।

N_2O_3 P_2O_3 As_2O_3 Sb_2O_3 Bi_2O_3
अम्लीय — उभयधर्मी — क्षारीय

→ नाइट्रोजन के ऑक्साइडों में ऑक्सीकरण अवस्था बढ़ने पर अम्लीय गुणो में वृद्धि होती है।

N_2O NO N_2O_3 N_2O_4 N_2O_5
+1 +2 +3 +4 +5
उदासीन — अम्लीय

डाइनाइट्रोजन (N_2 गैस) ⟹ नाइट्रोजन को सर्वप्रथम डेनियल रदरफोर्ड ने 1772 मे खोजा था यह द्विपरमाणुक अणु N_2 गैस के रूप मे पायी जाती है जिसमे दोनो परमाणुओ के मध्य त्रिबंध उपस्थित होता है।

बनाने की विधियाँ :-
① प्रयोगशाला मे N_2 गैस अमोनियम क्लोराइड व सोडियम नाइट्राइट को गर्म करके बनाई जाती है।

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)

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

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

(ii) जब अमोनियम डाई क्रोमेट को गर्म किया जाता है तब भी नाइट्रोजन गैस उत्पन्न होती है।

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

(iii) शुद्ध नाइट्रोजन गैस उत्पन्न करने के लिए बेरियम ऐजाइड या सोडियम ऐजाइड को गर्म किया जाता है।

$Ba(N_3)_2 \xrightarrow{\Delta} Ba + 3N_2$
बेरियम ऐजाइड

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

* N_2 के भौतिक गुण ⟹ यह रंगहीन, गंधहीन अक्रिय, वायु से हल्की तथा जल में अत्यन्त कम ($23.2 \frac{cm^3}{L}$) घुलनशील होती है।
MOT के अनुसार N_2 का अणु प्रतिचुम्बकीय होता है।

* N_2 के रासायनिक गुण ⟹ सामान्य ताप पर नाइट्रोजन अक्रिय गैस होती है क्योंकि इसकी बंध लम्बाई का मान बहुत कम (109.8 pm) तथा बंध वियोजन ऊर्जा का मान अधिक (946 KJ/mole) होता है लेकिन ताप बढ़ाने पर नाइट्रोजन की क्रियाशीलता बढ़ती है और यह निम्न प्रकार के यौगिक बनाती है।

① यह धातु से क्रिया करके उच्च ताप पर उनके नाइट्राइड बनाती है जो एक ऊष्माक्षेपी अभिक्रिया होती है।

$3Mg + N_2 \xrightarrow{\Delta} Mg_3N_2$

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)

$3Ca + N_2 \xrightarrow{\Delta} Ca_3N_2$

(ii) यह ऑक्सीजन के साथ क्रिया कर नाइट्रिक ऑक्साइड बनाती है। जो एक ऊष्माशोषी अभिक्रिया होती है।

$N_2 + O_2 \underset{}{\overset{2000K}{\rightleftharpoons}} 2NO - \text{ऊष्मा}$

(iii) यह हाइड्रोजन के साथ उच्च दाब व सामान्य ताप पर हेबर विधि द्वारा अमोनिया गैस बनाती है।

$N_2 + 3H_2 \underset{200atm}{\overset{Fe\ (Mo)}{\rightleftharpoons}} 2NH_3 + \text{ऊष्मा}$

(iv) यह कैल्शियम कार्बाइड के साथ 1300K ताप पर क्रिया कर कैल्शियम सायनेमाइड बनाती है जिसे नाइट्रोलियम भी कहते हैं।

$CaC_2 + N_2 \xrightarrow{1300K} \underset{\text{कै. सायनेमाइड}}{Ca(CN)_2} + C$

Note:- कैल्शियम सायनेमाइड जल से क्रिया कर अमोनिया गैस देती है।

N_2 के उपयोग :-

(i) नाइट्रिक अम्ल अमोनिया, कैल्शियम सायनेमाइड बनाने में।
(ii) द्रव नाइट्रोजन का उपयोग जैविक संरक्षण, क्रायो सर्जरी में किया जाता है।
(iii) उच्च ताप मापने वाले थर्मामीटर में तथा एन्टीऑक्सीकरक के रूप में।

अमोनिया गैस (NH_3) :-

om prakash saini whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)

$$3Ca + N_2 \xrightarrow{\Delta} Ca_3N_2$$

(ii) यह ऑक्सीजन के साथ क्रिया कर नाइट्रिक ऑक्साइड बनाती है। जो एक ऊष्माशोषी अभिक्रिया होती है।

$$N_2 + O_2 \underset{\text{ऊष्मा}}{\overset{2000K}{\rightleftharpoons}} 2NO$$

(iii) यह हाइड्रोजन के साथ उच्च दाब व सामान्य ताप पर हेबर विधि द्वारा अमोनिया गैस बनाती है।

$$N_2 + 3H_2 \underset{200atm}{\overset{Fe\ (Mo)}{\rightleftharpoons}} 2NH_3 + \text{ऊष्मा}$$

(iv) यह कैल्शियम कार्बाइड के साथ 1300K ताप पर क्रिया कर कैल्शियम सायनेमाइड बनाती है जिसे नाइट्रोलियम भी कहते है।

$$CaC_2 + N_2 \xrightarrow{1300K} \underset{\text{कै. सायनेमाइड}}{Ca(CN)_2} + C$$

Note:- कैल्शियम सायनेमाइड फुल से क्रिया कर अमोनिया गैस देती है।

N_2 के उपयोग :-

(i) नाइट्रिक अम्ल अमोनिया, कैल्शियम सायनेमाइड बनाने में
(ii) द्रव नाइट्रोजन का उपयोग जैविक संरक्षण, क्रायो सर्जरी में किया जाता है।
(iii) उच्च ताप मापने वाले थर्मामीटर में तथा एन्टीऑक्सीकरक के रूप में।

अमोनिया गैस (NH_3) :-

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)

बनाने कि विधियाँ :-

(1) जब अमोनियम सल्फेट या अमोनियम क्लोराइड को प्रबल क्षार (NaOH) के साथ गर्म किया जाता है तो अमोनिया गैस प्राप्त होती है।

$$NH_4Cl + NaOH \xrightarrow{\Delta} NH_3 + H_2O + NaCl$$

$$(NH_4)_2SO_4 + 2NaOH \xrightarrow{\Delta} 2NH_3 + 2H_2O + Na_2SO_4$$

(2) प्रयोगशाला मे अमोनिया गैस बनाने के लिए अमोनियम क्लोराइड व बुझा हुआ चूना को 1:3 मे मिलाकर गर्म किया जाता है

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \longrightarrow 2NH_3 + CaCl_2 + 2H_2O$$

* अमोनिया बनाने कि ~~हेबर~~ औद्योगिक विधि (हेबर विधि) :-

अमोनिया का औद्योगिक निर्माण हेबर विधि द्वारा किया जाता है। जिसमे नाइट्रोजन व हाइड्रोजन गैस ताप, दाब व उत्प्रेरक की उपस्थिति मे क्रिया कर अमोनिया गैस बनाती है।

$$N_2 + 3H_2 \underset{200\ atm}{\overset{Fe}{\rightleftharpoons}} 2NH_3 \quad (\Delta H = -46\ KJ/mole)$$

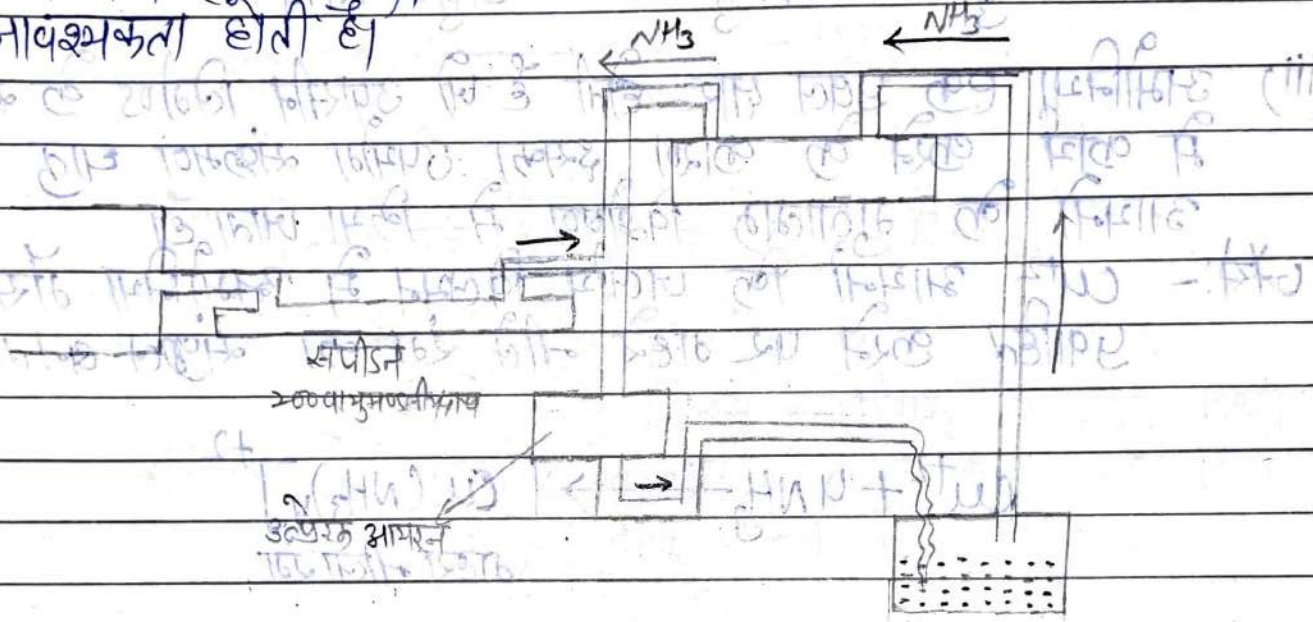
यह अभिक्रिया उत्क्रमणीय तथा ऊष्मक्षेपी होती है अतः ला शातेलिए नियम के अनुसार अमोनिया को अधिक प्राप्त करने के लिए निम्न परिस्थितियाँ आवश्यक होती है।

(i) निम्न ताप ⟹ यह ऊष्मक्षेपी अभिक्रिया होने के कारण कम तापमान पर अमोनिया अधिक प्राप्त होती है।

(2) उच्च दाब → दाब बढ़ाने पर साम्य अग्र दिशा मे

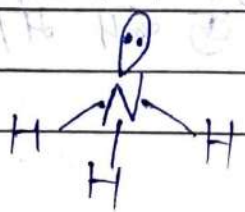
विस्थापित होता है और अमोनिया अधिक प्राप्त होती है। इसके लिए लगभग 200 atm दाब कि आवश्यकता होती है।

(3) उत्प्रेरक — इसमे उत्प्रेरक के रूप मे एल्यूमिना युक्त आयरन आक्साइड काम मे लाया जाता है जो आयरन की परत को बढ़ा देता है इसके स्थान पर लोह चूर्ण व मोलिब्डेनम (Mo) भी मिलाया जाता है अत: अमोनिया अधिक प्राप्त करने के लिए उच्च दाब (200 atm), निम्न ताप (700 K) तथा उत्प्रेरक कि आवश्यकता होती है।



* भौतिक गुण ⟹

यह तीक्ष्ण गंध वाली रंगहीन गैस होती है यह जल मे अत्यधिक घुलनशील होती है क्योंकि यह जल के अणुओ के साथ H-बंध बना लेती है यह दाब बढ़ाने पर आसानी से द्रव अवस्था मे बदल जाती है। इसका क्वथांक 240 K जबकि हिमांक 198 K होता है।



संकरण = sp^3 ज्यामिति = पिरेमिडी
बन्ध कोण = 107°, L.P. = 1
B.P. = 3

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)

* अमोनिया के रासायनिक गुण :-

(i) अमोनिया जल में घुलकर अमोनियम हाइड्रोक्साइड बनाती है। जो क्षारीय प्रकृति का होता है तथा लाल लिटमस को नीला कर देता है।

$$NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

(ii) यह अम्लो के साथ क्रिया कर उनके लवण बनाती है।

$$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$$

$$CH_3COOH + NH_3 \longrightarrow CH_3COONH_4$$

(iii) अमोनिया एक प्रबल क्षार होती है जो उपसीन लिगेण्ड के रूप मे कार्य करने के कारण इसका उपयोग संक्रमण धातु आयनो के गुणात्मक विश्लेषण मे किया जाता है।

जैसे:- Cu^{+2} आयनो कि जलीय विलयन मे अमोनिया गैस प्रवाहित करने पर गहरे नीले रंग का संकुल बनता है।

$$Cu^{+2} + 4NH_3 \longrightarrow [Cu(NH_3)_4]^{+2}$$

गहरा नीला रंग

* NH_3 के उपयोग :-

(1) नाइट्रिक अम्ल, अमोनियम नाइट्रेट, अमोनियम सल्फेट आदि उर्वरक बनाने मे।

(2) द्रव अमोनिया का उपयोग बर्फ जमाने मे तथा शीत भाप भण्डारण मे किया जाता है।

(3) दाग धब्बे हटाने तथा धातुओ के गुणात्मक विश्लेषण मे।

(4) प्रयोगशाला मे अभिकर्मक के रूप मे।

* नाइट्रोजन के ऑक्साइड —

नाइट्रोजन, ऑक्सीजन से क्रिया कर अलग - अलग प्रकार के ऑक्साइड बनाती है जिसमे नाइट्रोजन कि ऑक्सीकरण अवस्था +1 से +5 तक होती है।

(i) नाइट्रस ऑक्साइड (N_2O) —

जब अमोनियम नाइट्रेट को गर्म करते है तो नाइट्रस ऑक्साइड गैस प्राप्त होती है जो रंगहीन, उदासीन हंसाने वाली गैस होती है अतः इसे हास्य गैस भी कहा जाता है।

$$NH_4NO_3 \longrightarrow N_2O + 2H_2O$$

$$\dot{N}=\overset{\oplus}{N}=\ddot{O} \longleftrightarrow :N\equiv\overset{\oplus}{N}-\ddot{O}:$$

(2) नाइट्रिक ऑक्साइड (NO) —

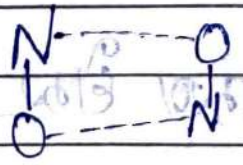
जब सोडियम नाइट्राइट तथा फेरस सल्फेट को अम्लीय माध्यम मे गर्म किया जाता है तो नाइट्रीक ऑक्साइड (NO) गैस बनती है।

$$2NaNO_2 + 2FeSO_4 + 3H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 2NaHSO_4 + 2H_2O + 2NO$$

यह रंगहीन उदासीन अनुचुम्बकीय प्रकृति कि होती है। इसमे नाइट्रोजन कि ऑक्सीकरण अवस्था +2 होती है तथा द्रव व ठोस अवस्था मे द्विलक के रूप मे पाया जाती है।

$$\dot{N}=\ddot{O} \longleftrightarrow :\dot{\overset{\ominus}{N}}\equiv\overset{\oplus}{O}:$$

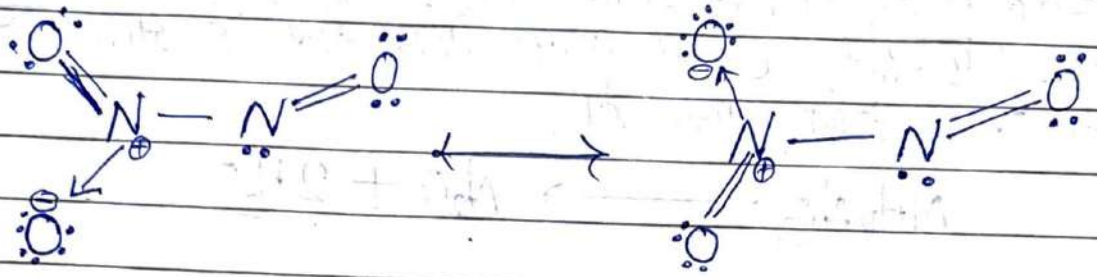
द्विलक



whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)

(3) डाई नाइट्रोजन ट्राई ऑक्साइड — जब नाइट्रिक ऑक्साइड को NO_2 के साथ 250K ताप पर क्रिया कराते हैं N_2O_3 बनता है यह नीले रंग का अम्लीय ठोस ऑक्साइड होता है।

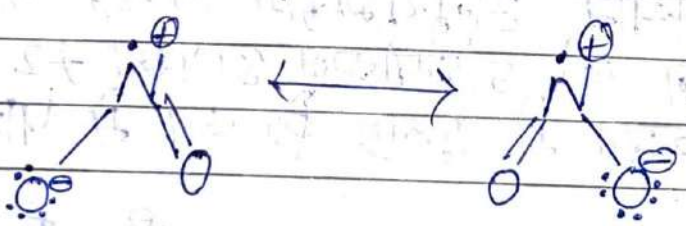
$$NO + 2NO_2 \xrightarrow{250K} 2N_2O_3$$



(4) नाइट्रोजन डाई ऑक्साइड (NO_2) — जब लेड नाइट्रेट $Pb(NO_3)_2$ को 673 K ताप पर गर्म किया जाता है तो NO_2 प्राप्त होती है यह भूरे रंग की अम्लीय तथा अनुचुम्बकीय प्रकृति की गैस होती है।

$$2Pb(NO_3)_2 \xrightarrow{673K} 2PbO + O_2 + 4NO_2$$

NO_2 में बंध कोण का मान 134°, बंध लम्बाई 120pm तथा आकृति V-shape होती है।

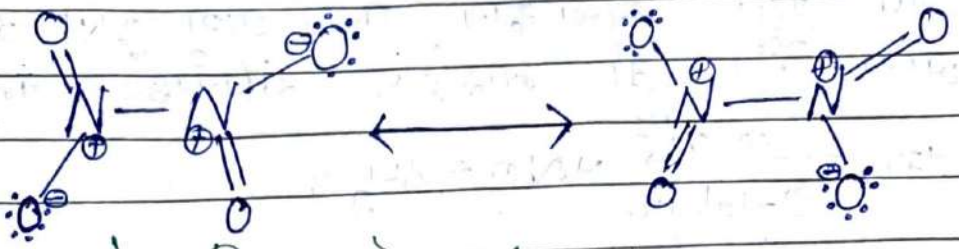


(5) डाई नाइट्रोजन टेट्रा ऑक्साइड (N_2O_4) — जब NO_2 गैस को ठण्डा किया जाता है तो उसका द्विलीकरण होकर N_2O_4 बनता है यह

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)

रंगहीन, अम्लीय ठोस ऑक्साइड होता है।

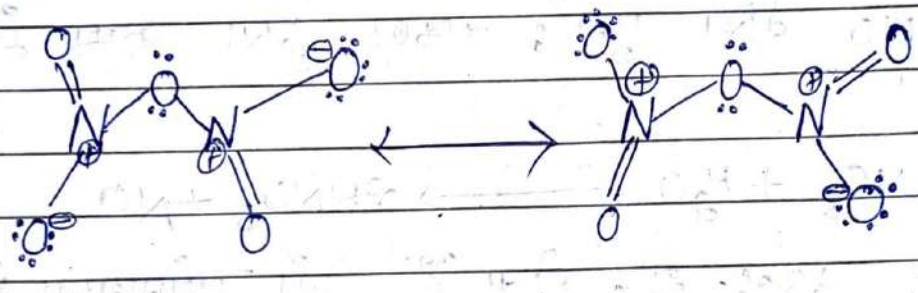
$$2NO_2 \underset{\text{गर्म}}{\overset{\text{ठण्डा}}{\rightleftharpoons}} N_2O_4$$



(5) डाई नाइट्रोजन पेन्ट ऑक्साइड (N_2O_5) –

जब नाइट्रिक अम्ल को फास्फोरस पेन्ट ऑक्साइड के साथ क्रिया कराते हैं तो N_2O_5 बनता है। जो अम्लीय ठोस ऑक्साइड होता है।

$$4HNO_3 + P_4O_{10} \longrightarrow 4HPO_3 + 2N_2O_5$$



नाइट्रिक अम्ल (HNO_3) –

बनाने कि विधि –

1. प्रयोगशाला में नाइट्रिक अम्ल बनाने के लिए सोडियम नाइट्रेट को सांद्र सल्फ्यूरिक अम्ल के साथ काँच कि रिटार्ट नलिका में गर्म किया जाता है।

$$NaNO_3 + H_2SO_4 \xrightarrow{\text{काँच की रिटार्ट नली}} HNO_3 + NaHSO_4$$

(सांद्र) — नाइट्रिक अम्ल

2. औद्योगिक विधि – (ऑस्टवाल्ड विधि) –

औद्योगिक उत्पादन ऑस्टवाल्ड विधि द्वारा किया जाता है। इसका निर्माण निम्न पदों में सम्पन्न नाइट्रिक अम्ल का

om prakash saini whatsapp Notes - 8696608541
(sbistudy.com)

होता है।

i) जब अमोनिया का Pt उत्प्रेरक की उपस्थिती में 500K ताप तथा उच्च दाब पर वायु द्वारा ऑक्सीकरण कराया जाता है। तो नाइट्रिक ऑक्साइड बनता है।

$$4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow[9-10bar]{500K,\ Pt} 4NO + 6H_2O$$

ii) NO का वायु द्वारा पुनः ऑक्सीकरण होता है जिससे NO_2 गैस बनती है।

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

iii) NO_2 गैस जल में घुलकर नाइट्रिक अम्ल बनाती है तथा बनी NO गैस पुनः चक्रण द्वारा काम में ला जाती है।

$$3NO_2 + H_2O \longrightarrow 2HNO_3 + NO$$

यह HNO_3 68% शुद्ध होता है जो प्रयोगशाला में काम में लाया जाता है इसका सांद्र H_2SO_4 द्वारा शुद्धीकरण करने पर 98% HNO_3 प्राप्त किया जाता है

गुण -

यह रंगहीन तैलीय द्रव होता है जो जल में घुलनशील होता है। इसका क्वथनांक 355.6 K जबकि हिमांक 231 K होता है।

रासायनिक गुण -

i) यह जल में घोलने पर हाइड्रोनियम आयन तथा नाइट्रेट आयन देता अतः यह प्रबल अम्ल की भाँति व्यवहार करता है।

$$H_2O + HNO_3 \longrightarrow H_3O^{\oplus} + NO_3^{\ominus}$$

ii) यह एक प्रबल ऑक्सीकारक होता है जो सोना, Pt को छोड़कर सभी धातुओं से क्रिया करता है।

$$Cu + 4\overset{Con.}{HNO_3} \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

यदि तनु HNO_3 धातुओं से क्रिया करता है तो धातु नाइट्रेट व जल वाष्प के अलावा अलग - अलग प्रकार के ऑक्साइड बनाती है

$$4Zn + 10\underset{\text{तनु}}{HNO_3} \xrightarrow{\Delta} 4Zn(NO_3)_2 + 5H_2O + N_2O$$

iii) अधातु से क्रिया -

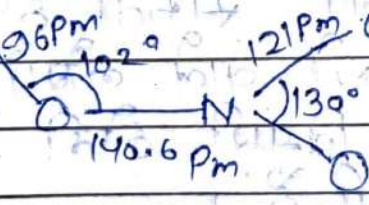
नाइट्रिक अम्ल अधातुओं (I + C + P + S) से क्रिया कर उनके अम्ल तथा ऑक्साइड बनाती है।

$$I_2 + 10HNO_3 \longrightarrow 2HIO_3 + 10NO_2 + 4H_2O$$

$$C + 4HNO_3 \longrightarrow H_2CO_3 + 4NO_2 + H_2O$$

$$S_8 + 48HNO_3 \longrightarrow 8H_2SO_4 + NO_2 + H_2O$$

$$P_4 + 20HNO_3 \longrightarrow 4H_3PO_4 + NO_2 + H_2O$$



या $H-O-N=O$ (O नीचे)

उपयोग -

1. रासायनिक उर्वरक अमोनियम फास्फेट बनाने में।
2. विस्फोटक पदार्थ TNT (ट्राइनाइट्रोटॉलुईन), डायनामाइट या

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)

पिक्रिक अम्ल = एक्वारेजिया बनाने में
5. रॉकेट ईंधन में ऑक्सीकारक।

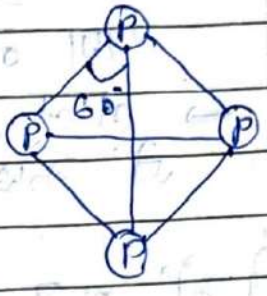
फास्फोरस (P) :-
इस वर्ग में N के बाद बहुतायत से पाए जाने वाला तत्व P होता है यह प्रकृति में मुख्य रूप से तीन प्रकार के अपररूपों में पाया जाता है।

1) श्वेत फास्फोरस -
i) यह शुद्ध अवस्था में सफेद लेकिन वायु में खुला छोड़ने पर पीला पड़ जाता है।
ii) यह P_4 अणु के रूप में पाया जाता है। जिसमें चार फास्फोरस परमाणु चतुष्फलक के रूप में जुड़े होते हैं।
iii) इसमें P-P-P बंध कोण का मान 60° होता है अतः यह अत्यधिक क्रियाशील होता है
iv) यह विषैला तथा इसमें लहसुन जैसी गंध आती है।
v) यह वायु में खुला छोड़ने पर स्वतः ही जलने लगता है और फास्फोरस पेन्टाऑक्साइड (P_2O_5) के श्वेत धुम्र बनाता है।

$$P_4 + 5O_2 \xrightarrow{\text{दहन}} P_4O_{10}$$

vi) इसका गलनांक 317K तथा यह मुलायम होने के कारण चाकु से काटा जा सकता है।
vii) P के खानों में काम करने वाले लोगों में इसके प्रभाव से फॉसीजा बिमारी होती है जिसमें जबड़ो की हड्डियाँ गलने लगती है।

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)



Q. लाल फास्फोरस –

→ यह गहरे लाल अथवा बुसर रंग का होता है।

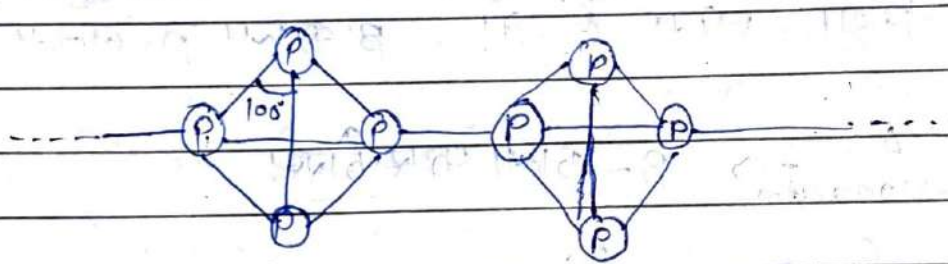
→ यह गंधहीन, अविषैला, क्रिस्टलीय ठोस होता है।

→ इसका ज्वलन ताप 543K होता है। अतः वायु में खुला रखने पर भी आग नही पकड़ता है।

→ यह जल अघुलनशील लेकिन कार्बनिक विलायको एल्कोहल, ईथर, CS_2 मे घुलनशील होता है।

→ यह 565 K ताप पर वायु में जलकर P_2O_5 ~~आग~~ बनाता है लेकिन प्रतिदिप्ती उत्पन्न नही करता।

→ इसमे P-P-P बंध कोण का मान 100° होता है अतः स्थायी व कम क्रियाशील होता है।



Q. श्वेत फास्फोरस व लाल फास्फोरस में 5 अन्तर

श्वेत फॉस्फोरस	लाल फॉस्फोरस
→ यह शुद्ध अवस्था में सफेद होता है।	यह गहरे लाल अथवा बुसर रंग का होता है।
→ इसमे P-P-P बंधकोण का मान 60° होता है।	इसमे P-P-P बंध कोण का मान 100° होता है।
→ यह विषैला व लहसुन जैसी गंध होती है।	यह अविषैला व गंधहीन होता है।

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)

→ यह वायु में खुला रखने पर स्वतः ही जल जाता है।	→ यह वायु में खुला रखने पर आग नहीं पकड़ता है।
→ श्वेत P कास्टिक सोडा से क्रिया करके फॉस्फीन बनाता है	→ लाल P कास्टिक सोडा से कोई क्रिया नहीं करती है

3. काला फास्फोरस –

काला फास्फोरस प्रकृति में α व β दो अपरूपों में पाया जाता है।

a) जब लाल फास्फोरस को 803K ताप पर काँच की बंद नलिका में गर्म किया जाता है तो α काला फास्फोरस प्राप्त होता है

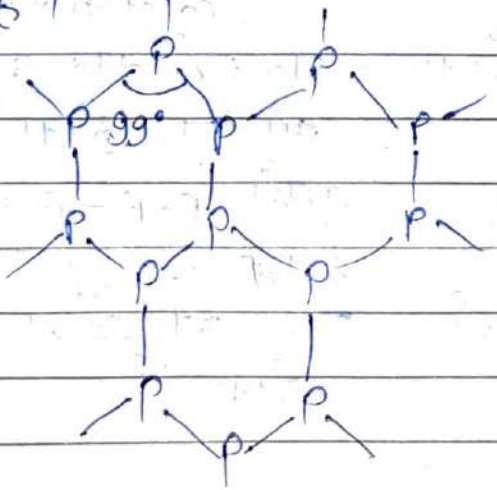
$$\text{लाल P} \xrightarrow[\text{बंद नलिका}]{803\,K} \alpha - \text{काला फास्फोरस}$$

→ यह अपारदर्शी, एकनताक्ष क्रिस्टल के रूप में पाया जाता है अतः इसका ऊर्ध्वपातन नहीं होता। तथा इसमें P-P-P बंध कोण का मान 90° होता है।

b) → जब श्वेत P को 473K ताप पर 2000–4000 atm दाब पर गर्म किया जाता है तो β काला P बनता है

$$\text{श्वेत P} \xrightarrow[2000-4000\,atm]{473\,K\ \Delta} \beta - \text{काला फास्फोरस}$$

→ यह वायु में स्थायी अवस्था में तथा 673 K ताप तक नहीं जलता है तथा इसमें P-P-P बंध कोण का मान 99° होता है।



whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)

om prakash saini

फॉस्फीन (PH_3) -

बनाने कि विधि -

1. जब कैल्शियम फॉस्फाइड को जल या तनु अम्ल के क्रिया करते हैं तो PH_3 गैस प्राप्त होती है।

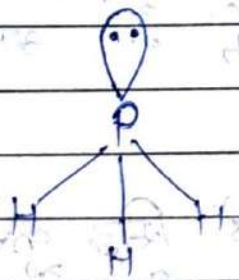
$$Ca_3P_2 + 6H_2O \xrightarrow{H^+} 3Ca(OH)_2 + 2PH_3$$

2. जब श्वेत P को कास्टिक सोडा के प्रबल क्षारीय विलयन के साथ गर्म किया जाता है तो फॉस्फीन गैस प्राप्त होती है। यह फॉस्फीन बनाने कि प्रयोगशाला विधि है।

Imp. $P_4 + 3NaOH + 3H_2O \longrightarrow 3NaH_2PO_2 + PH_3$
सो० हाइपो फास्फाइट फॉस्फीन

गुण - → यह एक अत्यन्त विषैली तथा जल अल्प घुलनशील गैस होती है।

→ ये शुद्ध अवस्था में अज्वलनशील लेकिन अशुद्धि उपस्थित होने के ये वायु में आग पकड़ लेती है क्योंकि इसमें फास्फोरस डाई हाइड्राइड (P_2H_4) या P_4 की अशुद्धियाँ होती है।



संकरण = sp^3
बन्ध कोण = 93.6°
P-H बंध लम्बाई = 1.41 Å
L.P. = 1
b.P = 3
ज्यामिति = पिरिमिडिय

रासायनिकगुण -

→ यह एक सड़ी मछली जैसी गंध वाली गैस होती है जिसका प्रकाश कि उपस्थिती में अपघटन होकर लाल P व

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)

H_2 गैस प्राप्त होती है।

$4PH_3 \xrightarrow{\text{प्रकाश अपघटन}} P_4 + 6H_2$

→ $CuSO_4$ के जलीय विलयन में फॉस्फीन गैस प्रवाहित करने से कॉपर फास्फाइड व सल्फ्यूरिक अम्ल प्राप्त होता है।

$3CuSO_4 + 2PH_3 \longrightarrow Cu_3P_2 + 3H_2SO_4$

→ यह हैलोजन अम्लों से क्रिया कर फॉस्फोनियम हैलाइड बनाता है जो फॉस्फीन कि क्षारीय प्रकृति को दर्शाती है।

$PH_3 + HCl \longrightarrow PH_4Cl$

उपयोग —

→ फॉस्फीन का उपयोग धूमपर्दा (स्मोकस्क्रीन) बनाने में किया जाता है।

→ इसका उपयोग समुद्री जलमार्गों संकेत या सिग्नल देने में किया जाता है क्योंकि कैल्शियम कार्बाइड व कैल्शियम फॉस्फाइड के पात्रों को छिद्र बनाकर समुद्री जल में फेंका जाता है जो फॉस्फीन गैस उत्पन्न करते हैं और व वायु के सम्पर्क में आकर जलकर संकेत देती हैं।

Q. फॉस्फीन क्षारीय प्रकृति कि होती है सिद्ध करो?

Q. PH_4^+ का बन्ध कोण PH_3 से अधिक होता है क्यों?

→ क्योंकि फॉस्फीन हैलोजन अम्ल से क्रिया कर लवण (PH_4Cl) बनाती है। इसलिए फॉस्फीन क्षारीय प्रकृति कि होती है।

$PH_3 + HCl \longrightarrow PH_4Cl$

→ PH_3 के पास L.P. होता है जिससे यह लुईस क्षार कि भाँति व्यवहार

करता है।

⇒ क्योंकि PH_3 में L·P. उपस्थित होता है जिससे L·P. व B·P. प्रतिकर्षण बल लगता है जिसके बन्ध कोण का मान इससे PH_4^+ से कम होता है PH_4^+ में L·P. उपस्थित नही होता है जिससे इसमे L·P व b.P प्रतिकर्षण बल नही लगता है जिससे इसके बंध कोण का मान अधिक होता है।

P के हैलाइड -

फास्फोरस हैलोजन से क्रिया कर ट्राई हैलाइड व पेन्टा हैलाइड बनाता है।

1. फास्फोरस ट्राई क्लोराइड (PCl_3) -

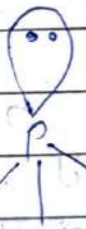
a⇒ बनाने कि विधि - जब श्वेत फास्फोरस पर शुष्क क्लोरीन गैस प्रवाहित कि जाती है तो PCl_3 का निर्माण होता है।

$$P_4 + 6Cl_2 \longrightarrow 4PCl_3$$

b⇒ जब श्वेत फॉस्फोरस क्रिया थायोनिल क्लोराइड ($SOCl_2$) से कराई जाती है तो PCl_3 का निर्माण होता है।

$$P_4 + 6SOCl_2 \xrightarrow{\Delta} 4PCl_3 + 4SO_2 + 2S_2Cl_2$$

संरचना -



संकरण - sp^3
ज्यामिति - पिरेमिडी
बन्ध कोण - 100.4°
P-Cl बंध लम्बाई - 140 Pm
L·P. = 1
b·P. = 3

2. फास्फोरस पेन्टा क्लोराइड - (PCl_5)

a⇒ जब श्वेत P पर शुष्क क्लोरीन गैस आधिक्य

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)

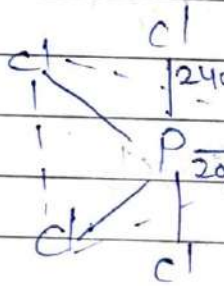
में प्रवाहित की जाती है तो PCl_5 मुख्य उत्पाद बनता है।

$$P_4 + 10Cl_2 \longrightarrow 4PCl_5$$
(आधिक्य)

b. जब श्वेत P की क्रिया SO_2Cl_2 से कराई जाती है तो PCl_5 बनता है।

$$P_4 + 10SO_2Cl_2 \xrightarrow{\Delta} 4PCl_5 + 10SO_2$$
(थायोनिलक्लोराइड)

संरचना – PCl_5 की संरचना त्रिकोणीय द्विपिरैमीडीय होती है। इसमें तीन P–Cl बंध भूमध्यीय (equatorial) जबकि दो P–Cl बंध अक्षीय (Axial) होते हैं। इनमें अक्षीय बंधों की लम्बाई अधिक होने के कारण ये शीघ्रता से टूट जाते हैं और PCl_5 से Cl क्लोरीन अलग हो जाते हैं।



संकरण = sp^3d
ज्यामिति = त्रिकोणीय द्विपिरैमिडि
बंध कोण = 120°, 90°
b.P. = 5
L.P. = 0
अक्षीय बन्ध = 2
भूमध्यीय बन्ध = 3

गुण –
यह हल्के पीले रंग का क्रिस्टलीय पाउडर होता है।
⇒ PCl_5 जल अपघटित होकर पहले $POCl_3$ बनाता है जो पुनः जल अपघटित होकर फॉस्फोरिक अम्ल देता है।

$$PCl_5 + H_2O \longrightarrow POCl_3 + 2HCl$$

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)

$$POCl_3 + 3H_2O \longrightarrow \underset{\text{(फास्फोरिक अम्ल)}}{H_3PO_4} + 3HCl$$

⇒ PCl_5 को गर्म करने पर यह पहले ऊर्ध्वपाती होता है तथा और अधिक गर्म करने पर इसका वियोजन हो जाता है।

$$PCl_5 \xrightarrow[\text{अपघटन}]{\text{तापीय}} PCl_5 + Cl_2$$

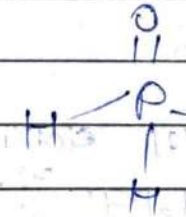
Note:- ठोस अवस्था में PCl_5 $[PCl_4]^+[PCl_6]^-$ आयनों के रूप में पाया जाता है।

P के ऑक्सी अम्ल -

जब कोई तत्व ऑक्सीजन व हाइड्रोजन से मिलकर जो अम्लीय यौगिक बनाते हैं उन्हे ऑक्सी अम्ल कहते हैं। P कई प्रकार के ऑक्सी अम्ल बनाता है जिसमे इसकी ऑक्सीकरण अवस्था +1 — +5 तक होती है।

1. हाइपो फॉस्फोरस अम्ल (H_3PO_2) -

इसे फॉस्फिनिक अम्ल भी कहते हैं इसमे दो P–H बन्ध पाए जाने के कारण यह ऑक्सी अम्लों में सबसे प्रबलतम अपचायक होता है।



ऑक्सीकरण अवस्था = +1
P–H बंध = 2
क्षारकता = 1

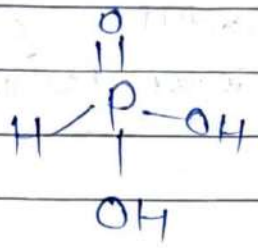
(सूत्र)

$$C_6H_5N_2Cl + H_3PO_2 + H_2O \longrightarrow H_3PO_3 + HCl + N_2 + C_6H_6$$

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

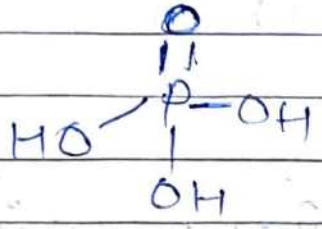
2) ऑर्थोफास्फोरस अम्ल - (H_3PO_3)

इसे फॉस्फॉनिक अम्ल भी कहते हैं.
इसमे P की आ० अवस्था +3 होती है।



आ० अवस्था = +3
P–H = 1
क्षारकता = 2

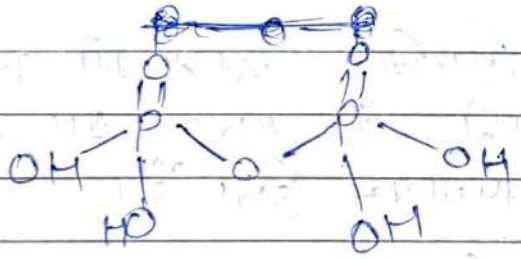
3. आर्थो फास्फोरिक अम्ल - (H_3PO_4)



आ० अवस्था = +5
P–H = 0
क्षारकता = 3

4. पायरो फास्फोरिक अम्ल - $(H_4P_2O_7)$

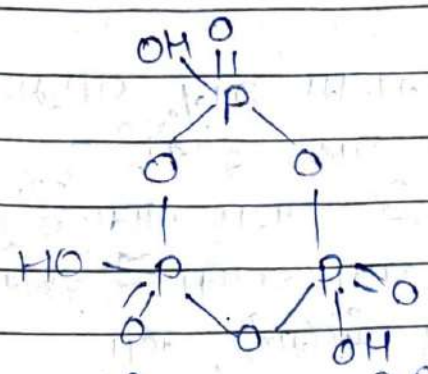
इसमें दो P परमाणु सेतु ऑक्सीजन द्वारा जुड़े होते इसमे फॉस्फोरस की आ० अवस्था +5 होती है और क्षारकता 4 होती है।



5. साइक्लो मेटा फास्फॉरिक अम्ल - $(HPO_3)_n$

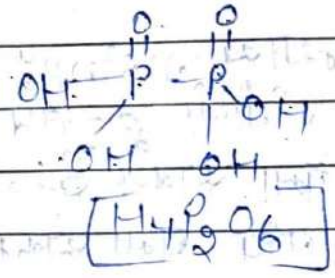
इसमे P आक्सीजन के साथ बलय मे जुड़कर एक एकीय ऑक्सीअम्ल बनाता है।
यह फास्फोरस का बहुलकी ऑक्सी अम्ल होता है।

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

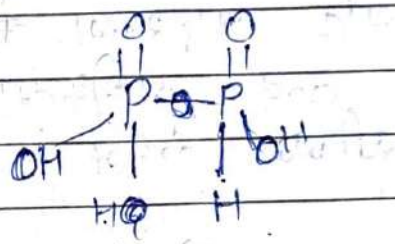


साइक्लो मेटा फास्फोरिक अम्ल $[(HPO_3)_3]$

Q. $H_4P_2O_5$ तथा $H_4P_2O_6$ की संरचना बनाइए ?



$[H_4P_2O_6]$



$[H_4P_2O_5]$

* 16 वाँ वर्ग (चैलकोजन) —

इस वर्ग में आक्सीजन, सल्फर, सैलिनियम, टेल्युरियम (Te) तथा पॉलोनियम (Po) आदि तत्व आते हैं इस वर्ग के तत्वों को चेलकोजन कहा जाता है क्योंकि इस वर्ग के अधिकांश तत्व अयस्क बनाने में काम आते हैं अर्थात् ये तत्व धातु के खनिज ऑक्साइड या सल्फाइड के रूप में पाए जाते हैं।

~~इस वर्ग~~

→

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)

Date Page Nand

उपलब्धता -

इस वर्ग में ऑक्सीजन सर्वाधिक लगभग 21% वायुमण्डल में पाया जाता है। इसके अलावा यह कार्बोनेट, सल्फेट, फॉस्फेट आदि के रूप में पाया जाता है। सल्फर प्रकृति में .03 से .1% पाया जाता है इसके अलावा यह सल्फेट खनिजों, सल्फाइड यौगिकों, तथा सल्फाइड अयस्कों के रूप में पाया जाता है।

सामान्य गुण -

1 इलैक्ट्रानिक विन्यास -

इन तत्वों का सामान्य इलैक्ट्रॉनिक विन्यास ns^2np^4 होता है अर्थात बाह्यतम कोश में 6 संयोजी e- होते हैं अर्थात यह तत्व अधिकतम 6 बंध बना सकते हैं जिनमें ऑक्सीजन केवल अधिकतम 3 बंध बना सकता है।

तत्व	इलै. विन्यास
${}_{8}O$	$[He]\ 2s^2 2p^4$
${}_{16}S$	$[Ne]\ 3s^2\ 3p^4$
${}_{34}Se$	$[Ar]\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^4$
${}_{52}Te$	$[Kr]\ 4d^{10}\ 5s^2 5p^4$
${}_{84}Po$	$[Xe]\ 4f^{14}\ 5d^{10} 6s^2 6p^4$

2. आकार -

वर्ग में ऊपर से नीचे जाने पर कोश की संख्या बढ़ने से आकार बढ़ता है लेकिन Se से Po तक आकार में कम वृद्धि होती है।

3. आयनन एन्थैल्पी -

इन तत्वों कि आयनन एन्थैल्पी केमान 15वें वर्ग

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

से कम होते हैं लेकिन 1e⁻ निकालने के बाद ये अर्द्धपूरित विन्यास ग्रहण कर लेते हैं अतः द्वितीय आयनन एन्थैल्पी के मान अधिक हो जाते हैं।

५. ऑक्सीकरण अवस्था -
इन तत्वों में ऑक्सीजन की सामान्य ऑ० अवस्था -2 होती है लेकिन OF₂ में +2 भी होती है।
अन्य तत्वों कि ऑ० अवस्थाये +2, +4, +6 तक होती है।
इनमें नीचे वाले तत्वों में अक्रिय युग्म प्रभाव के कारण +4 ऑ० अवस्था का स्थायित्व बढ़ता है जबकि +6 ऑ० अवस्था का स्थायित्व घटता है।

ऑक्सीजन का असामान्य व्यवहार -
ऑक्सीजन का आकार छोटा, वि० ऋणता अधिक (3.5) तथा रिक्त d-कक्षक अनु० होने के कारण ये अन्य तत्वों से भिन्न व्यवहार दर्शाता है।

1. ऑक्सीजन अधिकतम तीन बंध बना सकता है जबकि अन्य तत्व अधिकतम 6 बंध बना सकते हैं।
2. इसका हाइड्राइड H_2O हाइड्रोजन-बंध के कारण द्रव अवस्था में पाया जाता है जबकि अन्य तत्वों के हाइड्राइड गैसीय अवस्था में पाए जाते हैं।

भौतिक गुण -
1. इस वर्ग में O, S अधातु, Se, Te उपधातु जबकि Po धातु होता है।
2. ये सभी तत्व अपरूपता दर्शाते हैं
3. इन तत्वों में ऑक्सीजन गैसीय अवस्था(द्वि) में जबकि अन्य तत्व ठोस अवस्था में पाए जाते हैं।

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)

4. इन तत्वो में ऑक्सीजनव सल्फर बहु परमाणुक अणु के रूप में पाये जाते हैं।

Eg O_2S_8

क्रियाशीलता -

1. हाइड्रोजन के प्रति क्रियाशीलता -

ये तत्व हाइड्रोजन से क्रिया कर H_2E प्रकार के हाइड्राइड बनाते हैं। इन हाइड्राइडो में संकरण sp^3 लेकिन L.P. - L.P प्रतिकर्षण के कारण इनकी आकृति कोणीय हो जाती है

→ जल के अलावा सभी हाइड्राइड प्रबल अम्लीय होते हैं अतः ऊपर से नीचे जाने पर इनके अम्लीय गुण बढते हैं।

$$H_2O < H_2S < H_2Se < H_2Te$$

अम्लीय क्षमता का बढता क्रम

→ इनके गलनांक और क्वथनांक ऊपर से नीचे की ओर बढते हैं लेकिन जल में हाइड्रोजन बंध के कारण इसका क्वथनांक अधिक होता है।

2. ऑक्सीजन के प्रति क्रियाशीलता -

ये तत्व ऑक्सीजन से क्रिया कर EO_2 तथा EO_3 प्रकार के ऑक्साइड बनाते हैं। इनमे ओजोन तथा SO_3 गैसीय अवस्था में होती हैं जबकि SeO_2 ठोस अवस्था में पाया जाता है। इन ऑक्साइडो की अम्लीय प्रवृत्ति तथा तापीय स्थायित्व वर्ग में नीचे जाने पर घटता है अतः SO_2 अम्लीय जबकि TeO_2

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)

om prakash saini

उभयधर्मी होता है

डाई ऑक्सीजन (O_2 गैस) -
इसको 1774 में शीले ने मर्क्यूरिक ऑक्साइड के तापीय अपघटन से प्राप्त किया था। प्रकृति में ऑक्सीजनतत्व के दो अपरूप O_2 तथा O_3 गैसीय अवस्था में पाए जाते हैं। जबकि ऑक्सीजन के समस्थानिक $_8O^{16}$, $_8O^{17}$ तथा $_8O^{18}$ पाए जाते हैं

प्रयोगशाला विधि -
जब पोटेशियम क्लोरेट को MnO_2 की उप० में गर्म किया जाता है तो ऑक्सीजन गैस प्राप्त होती है।

$$2KClO_3 \xrightarrow[\Delta]{MnO_2} 2KCl + 3O_2$$

इसके अलावा ऑक्सीजन पर्मेग्नेट, विरंजक चूर्ण(CaOCl₂) आदि के तापीय अपघटन से भी O_2 गैस प्राप्त कि जाती है

$$2KMnO_4 \xrightarrow{\Delta} K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$$

- H_2O_2 से -

$$2H_2O_2 \xrightarrow[\Delta]{Pt} 2H_2O + O_2\uparrow$$

Notes:- कुछ डाई ऑक्सीजन गैस प्राप्त करने के लिए बेरियम हाइड्रॉक्साइड (बेरियम परॉक्साइड) का वै० अपघटन किया जाता है

भौतिक गुण -
→ यह रंगहीन, गंधहीन तथा स्वादहीन श्वसन गैस होती है।
→ ये कम ताप और उच्च दाब पर द्रव अवस्था में बदल जाती है। तथा वायु से भारी होती है।

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)

om prakash saini

→ यह जल में अत्यन्त कम (3.08 ml/100 ml H_2O) घुलनशील होती है इसी घुलनशील ऑक्सीजन को जलीय जीव श्वसन के लिए काम में लेते हैं।

→ MOT के अनुसार O_2 अणु अनुचुम्बकीय प्रकृति का होता है क्योंकि उसके प्रतिबंधी आण्विक कक्षकों में दो अयुग्मित e⁻ उप० होते हैं।

रासायनिक गुण –

→ ये गैस लिटमस के प्रति उदासीन, जलाने में सहायक तथा Au व Pt को छोड़कर अन्य सभी से क्रिया कर उनके ऑक्साइड बनाती है।

→ इसकी बंध वियोजन एन्थैल्पी का मान 493.4 KJ/mole होता है अतः यह नाइट्रोजन कि अपेक्षा अधिक क्रियाशील है।

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$$

$$N_2 + O_2 \longrightarrow 2NO$$

$$4NH_3 + 5O_2 \longrightarrow 4NO + 6H_2O$$

$$P_4 + 5O_2 \longrightarrow P_4O_{10}$$

उपयोग –

→ सभी सजीवों कि श्वसन क्रिया में।

→ रॉकेट ईंधन में ऑक्सीकारक तथा अन्य पदार्थों कि दहन क्रिया में काम में आती है।

→ यह ऑक्सीऐसीटिलीन ज्वाला वेल्डिंग के रूप में

→ गोताखोर, पर्वतारोही, अस्पतालों में रोगी आदि के कृत्रिम श्वसन में।

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)

om prakash saini

ऑक्साइड –
जब ऑक्सीजन तत्वो से क्रिया कर जो यौगिक बनाती है उन्हे ऑक्साइड कहते हैं। ये ऑक्साइड मुख्यत: चार प्रकार के होते हैं।

1. अम्लीय ऑक्साइड–
वे ऑक्साइड जो जल से क्रिया कर अम्ल बनाते हैं उन्हे अम्लीय ऑक्साइड कहते हैं। अधातुओ के ऑक्साइड अम्लीय प्रकृति के होते है, इन्हे एसिड एनहाइड्राइड भी कहते है।

Eg. SO_2, CO_2, N_2O_5, P_4O_{10} etc.

$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$ (सल्फ्युरस अम्ल)
$CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$ (कार्बोनिक अम्ल)
$N_2O_5 + H_2O \longrightarrow 2HNO_3$ (नाइट्रिक अम्ल)
$P_4O_{10} + 6H_2O \longrightarrow 4H_3PO_4$ (फास्फॉरिक अम्ल)

2. क्षारीय ऑक्साइड –
वे ऑक्साइड जो जल से क्रिया कर क्षार बनाते हैं उन्हे क्षारीय ऑक्साइड कहते हैं। धातुओ के ऑक्साइड सामान्यत: क्षारीय प्रकृति के होते हैं इन्हे क्षारीय ऐन हाइड्राइड भी कहते हैं।

Eg. Na_2O, MgO, CaO etc.

$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$ (कास्टिक सोडा)
$MgO + H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2$ (मिल्क ऑफ मैग्नीशिया)
$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$ (बुझा हुआ चुना)

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

3. उभयधर्मी ऑक्साइड –
वे ऑक्साइड जो अम्ल व क्षार दोनो से क्रिया करते हैं अर्थात् वे अम्लीय व क्षारीय दोनो प्रवृति रखता है, उन्हे उभयधर्मी ऑक्साइड कहते है।

Eg. Al_2O_3 :

$$Al_2O_3 + 6NaOH + 3H_2O \longrightarrow 2Na_3[Al(OH)_6]$$

$$Al_2O_3 + 6HCl + 6H_2O \longrightarrow [Al(H_2O)_6]^{+3}$$

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

4. उदासीन ऑक्साइड –
वे ऑक्साइड जो अम्ल वे क्षार दोनो से क्रिया नही करते अर्थात् उदासीन प्रकृति के होते हैं।

Eg : N_2O, CO, NO_2

ओजोन (O_3) –
ये ऑक्सीजन का अपररूप होता है जो O_3 अणु के रूप में पाया जाता है। पृथ्वी कि सतह से 20 km की ऊँचाई पर यह ओजोन परत के रूप में पाई जाती है जो सुर्य से आने वाली पेराबैंगनी किरणो से जीवो कि रक्षा करती है।

ओजोन बनाने कि विधियाँ – जब शुष्क O_2 गैस को ओजोनाइजर में शांत वै. विसर्जन में से गुजारा जाता है तो

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

ओजोन गैस का निर्माण होता है।

$$3O_2 \xrightarrow[\text{ओजोनाइजर}]{\text{शांत वै. विसर्जन}} 2O_3 \qquad (\Delta H = +142.6\,KJ/mole)$$

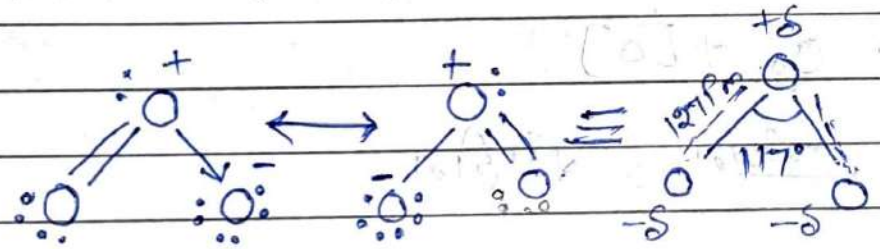
(ग्रे) (ग्रे)

यह एक उत्क्रमणीय तथा ऊष्माशोषी अभिक्रिया होती है। शुद्ध ओजोन प्राप्त करने के लिए ओजोन इसे द्रव ऑक्सीजन में संघनित कर लिया जाता है। और उसका प्रभाजी आसवन करने से शुद्ध ओजोन प्राप्त हो जाती है।

भौतिक गुण -

1. यह तीक्ष्ण गंध वाली पीले-नीले रंग कि गैस द्रव अवस्था में नीले रंग कि जबकि ठोस अवस्था मे बैंगनी काले रंग कि होती है।
2. ये वायु से भारी होती है क्योंकि इसका आपेक्षिक घनत्व (1.5) होता है जबकि वायु का 1.5 होता है।
3. ये जल में अल्पघुलनशील होती है लेकिन कार्बनिक विलायको (तारपीन का तेल, बेंजीन, CCl_4) में घुलजाती है

ओजोन कि संरचना -



रासायनिक गुण -

ऑक्सीकारक -

1. ओजोन गैस प्रबल ऑक्सीकारक होती है अतः अपघटित होकर नवजात ऑक्सीजन देती है जो धातु

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

सल्फाइड को सल्फेट में तथा आयोडाइड को आयोडीन में ऑक्सीकृत कर देती है।

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

$$2KI + O_3 \longrightarrow H_2O + O_2 + I_2$$

2. एथीलीन के साथ –
जब एथीन गैस या ऐल्कीन को ओजोन के साथ क्रिया कराते हैं तो ओजोनाइड बनता है जिसका Zn कि उपस्थिति में जलअपघटन कराकर ऐल्डीहाइड अथवा कीटॉन प्राप्त होते हैं।

$$CH_2 \parallel CH_2 + O_3 \longrightarrow \text{(ozonide)} \xrightarrow[\Delta]{Zn/H_2O} 2HCHO$$

3. विरंजन क्रिया –
ओजोन गैस प्रबल ऑक्सीकारक होने के कारण विरंजन कारक के रूप में काम आती है क्योंकि यह अपघटित होकर नवजात ऑक्सीजन देता है जो रंगीन वस्तुओं को रंगहीन कर देता है।

$$O_3 \xrightarrow{h\nu} O_2 + [O]$$

$$[O] + \text{रंगीन} \xrightarrow{\text{विरंजन}} \text{रंगहीन}$$

4. नाइट्रिक ऑक्साइड –
सुपर सोनिक जेट विमानों से निकले धुएँ में नाइट्रोजन के ऑक्साइड होते हैं जिसका ओजोन द्वारा तीव्रता से ऑक्सीकरण होता है।

$$\underset{(g)}{NO} + \underset{(g)}{O_3} \xrightarrow{h\nu\ Light} \underset{(g)}{NO_2} + O_2$$

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

उपयोग –

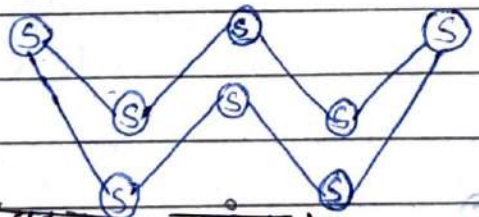
1. रोगाणुनाशी तथा विरंजन क्रिया में, Ramon तथा प्रयोगशाला में आर्द्रतामापक के रूप में।
2. भीड़ वाले स्थानों (रेलवे स्टेशन, सिनेमाघर, समाचार) में वायु को शुद्ध करने में।
3. रेशम तथा संश्लेषित कपूर बनाने में।

सल्फर –

प्रकृति में सल्फर मुख्य रूप से तीन अपररूपों में पाई जाती है।

1 α – सल्फर (विषमलम्बाक्ष सल्फर) –

→ यह हल्के पीले रंग का क्रिस्टलीय ठोस अपररूप होता है।
→ यह जल में अघुलनशील लेकिन CS_2 में घुलनशील होता है।
→ इसका घनत्व 2.06 होता है। तथा गलनांक 385.8 होता है।
→ इसे 369K ताप पर गर्म करने पर यह β सल्फर में बदल जाता है।
→ इसका अनुसूत्र S_8 होता है जिसमे आठ सल्फर परमाणु आपस मे बलय के रूप मे जुड़कर मुकुटनुमा (किरीट) संरचना बनाते है।



2. β – सल्फर (एकनताक्ष गंधक) –

→ यह सुई के आकार कि क्रिस्टल वाली ठोस गंधक होती है।

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

→ यह भी जल में अघुलनशील लेकिन CS_2 में घुल जाती है।

→ इसका घनत्व 1.98 जबकि इसका गलनांक 393K होता है।

→ 369K ताप से नीचे यह α- सल्फर में बदल जाती है।

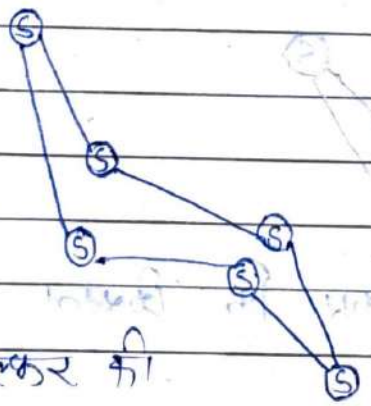
Note:- इसकी संरचना भी α-सल्फर के समान होती है तथा 369K ताप पर सल्फर के दोनों रूप स्थायी अवस्था में पाए जाते हैं। अतः यह ताप सल्फर का संक्रमण ताप कहलाता है।

$$\alpha\text{-सल्फर} \underset{}{\overset{369}{\rightleftharpoons}} \beta\text{-सल्फर}$$

3. प्लास्टिक सल्फर -

जब उबलती हुई सल्फर को ठण्डे पानी में डाला जाता है तो रबड़ के समान लचीला पदार्थ प्राप्त होता है जिसे प्लास्टिक सल्फर कहते हैं। यह प्रारम्भ में मुलायम व पत्यास्थ होती है लेकिन धीरे-2 कठोर होती जाती है।

इसका अणुसूत्र S_6 होता है जिसमें 6: सल्फर परमाणु वलय में जुड़कर कुर्सी नुमा संरचना बनाते है।



प्लास्टिक सल्फर की संरचना

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

Note:- उच्च ताप (1000K) पर सल्फर S_2 अणु के रूप में पाई जाती है जो O_2 अणु के समान MOT के अनुसार अनुचुम्बकीय होता है।

सल्फर डाई ऑक्साइड गैस (SO_2) -

बनाने की विधि -

1. जब सल्फर या सल्फाइड अयस्कों का वायु में दहन किया जाता है तो SO_2 गैस प्राप्त होती है।

$$S + O_2 \xrightarrow{\text{दहन}} SO_2$$

$$2ZnS + 3O_2 \xrightarrow[\text{भर्जन}]{} 2ZnO + 2SO_2\uparrow$$

2. जब सोडियम सल्फाइट को तनु HCl के साथ गर्म करते हैं तो SO_2 गैस प्राप्त होती है।

$$Na_2SO_3 + \underset{\text{तनु}}{2HCl} \longrightarrow 2NaCl + SO_2 + H_2O$$

3. जब Cu को सांद्र H_2SO_4 के साथ गर्म किया जाता है तब भी SO_2 गैस प्राप्त होती है यह SO_2 गैस बनाने की प्रयोगशाला विधि होती है।

$$Cu + \underset{\text{सांद्र}}{2H_2SO_4} \xrightarrow{\Delta} CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

भौतिक गुण -

1. यह रंगहीन तीक्ष्ण गंध वाली उत्तेजक गैस होती है।
2. यह जल में अत्यधिक घुलनशील होती है तथा जल में घुलकर सल्फ्युरस अम्ल (H_2SO_3) बनाता है।

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

$H_2O + SO_2 \longrightarrow H_2SO_3$ (सल्फ्युरस अम्ल)

3. वायु में SO_2 गैस का V_2O_5 उत्प्रेरक की उपस्थिति में ऑक्सीकरण होकर SO_3 गैस बनती है।

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

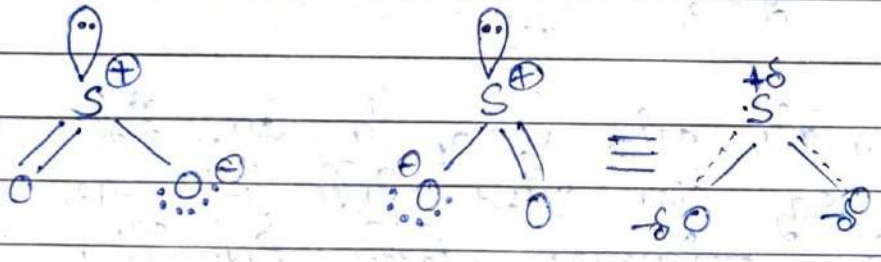
4. यह NaOH विलयन के साथ क्रिया कर सोडियम सल्फाइट बनाती है।

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

5. Cl के साथ –
यह क्लोरीन के साथ क्रिया कर सल्फ्युरिल क्लोराइड बनाता है

$$SO_2 + Cl_2 \longrightarrow SO_2Cl_2$$
(सल्फो ऑक्सो क्लोराइड)
(सल्फ्युरिल क्लोराइड)

संरचना –



SO_2 अणु में सल्फर sp^2 संकरित अवस्था में रहता है लेकिन इसमें L.P. – b.P. प्रतिकर्षण बढ़ जाने कारण इसकी आकृति कोणीय तथा बंध कोण का मान 119.5° हो जाता है।

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

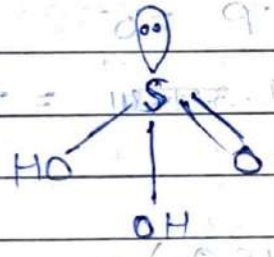
उपयोग –

1. H_2SO_4 के औद्योगिक उत्पादन में।
2. ऑक्सीकारक व विरंजन क्रिया में।
3. शर्करा व पेट्रोलियम के शोधन में।
4. द्रव SO_2 का उपयोग प्रशीतक के रूप में।

सल्फर के ऑक्सी अम्ल –

जब सल्फर ऑक्सीजन व हाइड्रोजन से क्रिया कर जो अम्लीय यौगिक बनाता है उसे सल्फर के ऑक्सी अम्ल कहते हैं सल्फर कई प्रकार के ऑक्सी अम्ल बनाता है जिनमे H_2SO_4 महत्वपुर्ण होता है।

1. सल्फ्युरस अम्ल (H_2SO_3) –

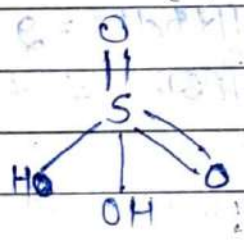


क्षारकता = 2

L.P. = 1

ऑक्सीकरण अवस्था = +4

2. सल्फ्युरिक अम्ल (H_2SO_4) –

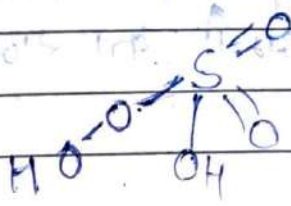


क्षारकता = 2

L.P. = 0

ऑक्सीकरण अवस्था = +6

3. परसल्फ्युरिक अम्ल (H_2SO_5) –



क्षारकता = 2

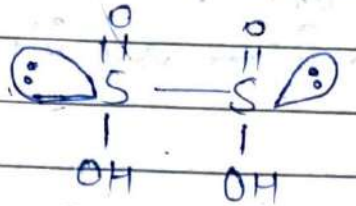
L.P. = 0

ऑ. अ॰ = +6

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

=> इसे कैरो अम्ल भी कहा जाता है।

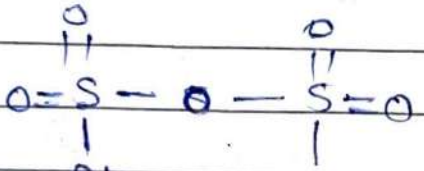
4. डाई थायोनस अम्ल - ($H_2S_2O_4$)

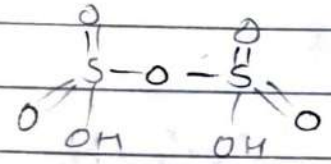


क्षारकता = 2
L.P. = 2
ऑ. अवस्था = +3

5. पायरो सल्फ्युरिक अम्ल - ($H_2S_2O_7$) -

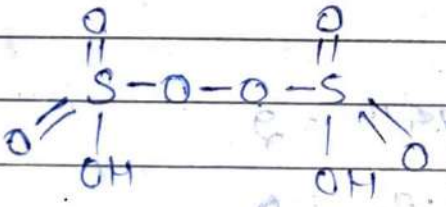
इसे ऑलियम भी कहा जाता है जिसका तनुकरण करके इच्छित सांद्रता का सांद्र H_2SO_4 बनाया जाता है।





क्षारकता = 2.
L.P. = 0
ऑ. अवस्था = +6

6. पर ऑक्सो डाई सल्फ्युरिक अम्ल - ($H_2S_2O_8$) -



क्षारकता = 2
ऑ. अ. = +6

सल्फ्युरिक अम्ल (H_2SO_4) -

सल्फर के ऑक्सी अम्लों में H_2SO_4 सबसे महत्वपूर्ण तथा उपयोगी होता है इसे अम्लों का राजा या रसायनों का राजा कहते हैं।

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

imp. बनाने की विधि - (सम्पर्क विधि) -
H_2SO_4 का औद्योगिक उत्पादन सम्पर्क विधि द्वारा किया जाता है. इस विधि द्वारा 98 - 100% तक शुद्ध H_2SO_4 बनाया जाता है।

सिद्धान्त -
H_2SO_4 का औद्योगिक निर्माण तीन चरणों में पूर्ण होता है।

1. सल्फर या सल्फाइड अयस्कों को जलाने पर SO_2 गैस प्राप्त होती है।

$$S_{(s)} + O_{2(g)} \xrightarrow[\Delta]{\text{दहन}} SO_{2(g)}$$

2. SO_2 गैस को V_2O_5 उत्प्रेरक की उपस्थिति में उच्च दाब व अनुकूल ताप पर वायु द्वारा आक्सीकरण कराया जाता है तो SO_3 गैस प्राप्त होती है।

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)} + \text{ऊष्मा}$$

यह एक उत्क्रमणीय तथा ऊष्माक्षेपी अभिक्रिया होती है. अतः ला-शातेलिए नियम के अनुसार SO_3 गैस का अधिक उत्पादन करने के लिए निम्न अनुकूल परिस्थितियाँ आवश्यक है।

a) इस अभि. में दाब बढ़ाने पर साम्य दायी ओर विस्थापित होता है और SO_3 गैस अधिक प्राप्त होती है क्योंकि दायीं ओर अणुओं की संख्या कम है।

b) ऊष्माक्षेपी अभिक्रिया होने के कारण निम्न ताप पर साम्य दायी ओर विस्थापित होता है। लेकिन बहुत कम ताप पर अभि. सम्पन्न नहीं हो पाती है.

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

अतः इसके लिए अनुकूल ताप 720 K रखा जाता है।

3. SO_3 गैस को H_2SO_4 में प्रवाहित कर ऑलियम ($H_2S_2O_7$) प्राप्त किया जाता है जिसका तनुकरण कर इच्छित सांद्रता का H_2SO_4 बनाया जाता है।

$$SO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow \underset{\text{ऑलियम}}{H_2S_2O_7}$$

$$H_2S_2O_7 + H_2O \xrightarrow{\text{तनुकरण}} 2H_2SO_4$$

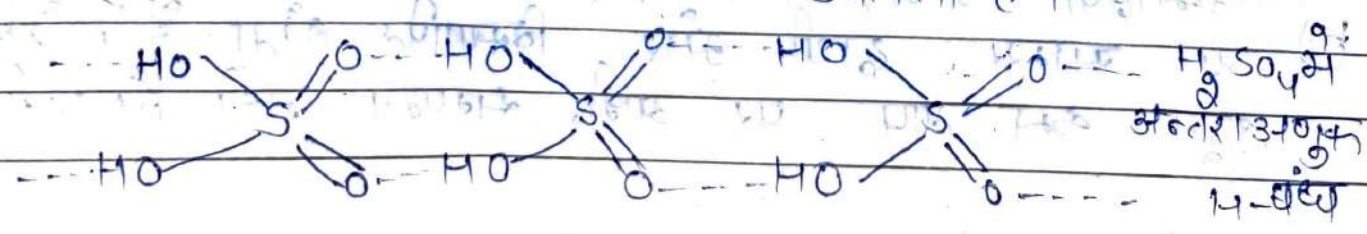
Note :- ऑलियम निर्माण तथा तनुकरण दोनों प्रक्रम साथ-2 किए जाते हैं जिससे लागत मूल्य में कमी आती है।

H_2SO_4 की अधिक लब्धि के लिए अनुकूल परिस्थितियाँ

i) उच्च दाब = 2 bar
ii) अनुकूल ताप = 720 K
iii) उत्प्रेरक = V_2O_5

भौतिक गुण -

1. ये रंगहीन, गाढ़ा (उच्च श्यानता वाला) द्रव होता है।
2. इसका गलनांक 283 K तथा क्वथनांक 611 K होता है।
3. सामान्यताप पर इसका घनत्व 1.84 gm/cm³ होता है।
4. H_2SO_4 का क्वथनांक अधिक होता है क्योंकि इसके अणु आपस में प्रबल अन्तराअणुक H-बंध द्वारा संगुणित हो जाते हैं अतः अतिरिक्त H-बंध को तोड़ने के लिए अधिक ऊर्जा कि आवश्यकता है और यह उच्च ताप पर उबलता है।



whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

5. सांद्र H_2SO_4 का तनुकरण एक अत्यधिक उष्माक्षेपी क्रिया होती है अतः इसका तनुकरण करते समय पानी के आधिक्य में सांद्र H_2SO_4 को थोड़ा-2 हिलाते हुए मिलाया जाता है ताकि उत्सर्जित उष्मा जल द्वारा ग्रहण कर ली जाती है।

6. सांद्र H_2SO_4 एक प्रबल क्रियाशील अम्ल होता है क्योंकि -

i) यह निम्न वाष्पशील होता है।
ii) इसमें प्रबल अम्लीय गुण पाया जाता है।
iii) यह जल के प्रति प्रबल बन्धुता रखता है।
iv) इसमें प्रबल ऑक्सीकारक गुण पाया जाता है।

7. यह एकाहि धारकी ऑक्सी अम्ल होता है जिसके वियोजन स्थिरांक का मान बहुत अधिक होने के कारण यह प्रबल अम्ल के रूप में व्यवहार करता है।

$$H_2SO_4 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + HSO_4^- \quad (K_1 = \text{उच्च})$$

$$HSO_4^- + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + SO_4^{-2} \quad (K_2 = \text{निम्न})$$

$K_1 > K_2$ (प्रबल अम्ल)

रासायनिक गुण -

1. ये धातु से क्रिया कर धातु सल्फेट बनाता है जैसे -

$$2Na + H_2SO_4 \longrightarrow H_2 + Na_2SO_4$$

2. यह एक निर्जलीकारक के रूप में कार्य करता है अतः कार्बनिक यौगिकों के निर्जलीकरण अभिक्रियाओं में काम आता है जैसे- शर्करा के Conc. H_2SO_4 के

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

के सम्पर्क में लाने पर उसके निर्जलीकरण द्वारा कार्बन प्राप्त हो जाता है।

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

$$C_2H_5OH \xrightarrow[444K]{\text{Con. } H_2SO_4} CH_2=CH_2 + H_2O$$

Ethanol — एथीन

3. ये अधातु से क्रिया कर उनका ऑक्सीकरण कर देता है जैसे -

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

$$P_4 + 10H_2SO_4 \longrightarrow 4H_3PO_4 + 10SO_2 + 4H_2O$$

सल्फ्युरिक अम्ल के उपयोग -

1. शक्कर व पेट्रोलियम के शुद्धीकरण में।
2. ऊन व रेशम के विरंजन क्रिया में।
3. अपमार्जक उद्योग में।
4. रंजक, पेन्ट्स, वार्निश बनाने में।
5. नाइट्रो सेल्युलोज के उत्पादन में।
6. सीसा संचायक सेल तथा प्रयोगशाला में अभिकर्मक रूप में।
7. रासायनिक अभिक्रियाओं में निर्जलीकारक के रूप में।

17 वाँ वर्ग - (हैलोजन)

इस वर्ग में F, Cl, Br, I, At आदि तत्व आते हैं। इन तत्वों को हेलोजन तत्व कहा जाता है क्योंकि यह तत्व धातुओं तथा अन्य तत्वों से क्रिया कर लवण बनाते हैं अतः लवण बनाने वाले पदार्थ के कारण इन्हे हेलोजन कहा जाता है।

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

ये तत्व अत्यधिक क्रियाशील अधातु होते हैं।

उपलब्धता -

1. इनमे फ्लोरीन पृथ्वी कि सतह पर ·07% तथा खनिजों के रूप में यह फ्लोर ऐपेटाइट ($Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$), क्रायोलाइट Na_3AlF_6, फ्लोर स्पार CaF_2 आदि के रूप में पाया जाता है इसके अलावा यह जल में फ्लोराइड आयनों के रूप में तथा दाँत व हड्डियों में भी कुछ मात्रा में पाया जाता है।

2. क्लोराइड पृथ्वी कि सतह पर ·14% पाया जाताहै इसके अलावा यह NaCl कार्नेलाइट $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$, के रूप मे पाया जाता है।

3. ब्रोमीन पृथ्वी कि सतह पर ·00025% पाया जाता है यह ब्रोमीन कार्नेलाइट, तथा NaBr के रूप में पाया जाताहै

4. आयोडीन व ब्रोमीन मुख्य रूप से समुद्री शैवालो व खरपतवार में पाए जाते हैं। जो इसके अलावा आयोडीन ठोस क्रिस्टलीय चट्टानों के रूप में पाया जाता है।

~~सामा~~ सामान्य गुण -

1. इलेक्ट्रॉनिक विन्यास -

इस वर्ग के तत्वो का सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ns^2np^5 होता है अर्थात इनके बाह्यतम कोश में सात e^- होते हैं।

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

तत्व	इलेक्ट्रॉनिक विन्यास
$_{9}F$	$[He]2s^2 2p^5$
$_{17}Cl$	$[Ne]3s^2 3p^5 3d$
$_{35}Br$	$[Ar]3d^0. 4s^2 4p^5$
$_{53}I$	$[Kr]4d^{10}, 5s^2 5p^5$
$_{85}At$	$[Xe]4f^{14} 5d^{10}. 6s^2 6p^5$

2. आयनन एन्थैल्पी –

इन तत्वो कि आयनन एन्थैल्पी के मान बहुत अधिक होते है. क्योकि इनमे नाभिकीय आवेश का मान इतना अधिक बढ जाता है कि e^- निकालने कि बजाय ग्रहण करना अधिक आसान होता है। आयनन एन्थैल्पी का मान ऊपर से नीचे कि ओर घटता जाता है.

3. e- लब्धी एन्थैल्पी –

इन तत्वो कि e- लब्धी एन्थैल्पी के मान अपने आवर्त में अधिकतम होते है. क्योकि इनमे नाभिकीय आवेश का मान अधिकतम और बाह्यतम कोश मे सात e^- उप. होने के कारण एक e^- ग्रहण करने कि प्रबल प्रवृत्ति पाई जाती है।

→ ऊपर से नीचे जाने पर इनकी e- लब्धी एन्थैल्पी के मान घटते जाते है।

$Cl > F > Br > I$

→ इलेक्ट्रॉन लब्धी एन्थैल्पी का घटता क्रम

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

Imp.

Q.
→ क्लोरीन की इलेक्ट्रॉन एन्थैल्पी का मान फ्लोरीन से अधिक होता है। क्योंकि -
फ्लोरीन का आकार छोटा होने के कारण e- घनत्व बढ़ जाता है अतः वाह्यतम कोश के e- नो के मध्य प्रतिकर्षण बल बढ़ जाने के कारण ये आने वाले e- को आसानी से ग्रहण नहीं कर पाता है जबकि जबकि Cl का आकार बड़ा होने के कारण e- घनत्व कम होता है अतः यह फ्लोरीन कि अपेक्षा आने वाले e- को अधिक तीव्रता से ग्रहण करता है।

4. बन्ध वियोजन एन्थैल्पी -
हैलोजन अणुओं कि बंध वियोजन एन्थैल्पी का मान बंध लम्बाई बढ़ने के साथ-२ घटता जाता है क्योंकि ऊपर से नीचे कि ओर आकार बढ़ने के कारण बंध लम्बाई का मान बढ़ता जाता है लेकिन I2 अणु कि बंध वियोजन एन्थैल्पी बहुत कम होती है क्योंकि I का आकार छोटा होने तथा इसमें e- युग्मों के मध्य प्रतिकर्षण बल बढ़ जाने के कारण बंध आसानी से टूट जाता है और बंध वियोजन एन्थैल्पी का मान घट जाता है।

भौतिक गुण -
इन तत्वों में फ्लोरीन, क्लोरीन गैसीय अवस्था में
1. ब्रोमीन द्रव अवस्था में जबकि आयोडीन क्रिस्टलीय ठोस होता है।
2. सभी हैलोजन तत्व रंगीन होते हैं क्योंकि इन तत्वों के वाह्यतम कोश में उप. अयुग्मित e-

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

निस्पित तरंगदैर्ध्य का प्रकाश अवशोषित कर उच्च ऊर्जा कक्षो में स्थानांतरित हो जाते हैं अतः यह अलग - 2 रंगो के प्रकाश का अवशोषण करने कारण ये रंगीन दिखाई देते हैं।

3. इनमे फ्लोरीन पीले रंग की, क्लोरे-पीले रंग का, Br लाल रंग का द्रव, जबकि I बैंगनी रंग का क्रिस्टलीय ठोस होता है।

4. इनके गलनांक व क्वथनांक ऊपर से नीचे की ओर अणुभार बढ़ने के साथ - 2 बढ़ते जाते हैं।

6. इनमे F Cl जल से क्रिया करते हैं जबकि Br, I जल मे अघुलनशील होती हैं।

Q... Cl की e- लब्धी एन्थैल्पी का मान F से अधिक होने के बावजुद भी F_2 प्रबलतम ऑक्सीकारक होता है। क्यो?

Ans. → क्योकि F_2 अणु में F-F बंध वियोजन एन्थैल्पी का मान बहुत कम होता है। क्योकि इसका आकार छोटा होने के कारण L.P. ↔ L.P. प्रतिकर्षण बढ़ जाता है।

फ्लोराइड(F^-) आयन कि जलयोजन एन्थैल्पी का मान अधिकतम होता है।

— ऑक्सीकरण अवस्था -

हैलोजन तत्वो कि सामान्य ऑक्सीकरण अवस्था -1 होती हैं लेकिन फ्लोरिन को छोड़कर अन्य तत्व +1, +3, +5, तथा +7 तक ऑक्सीकरण अवस्था दर्शाते हैं। आकार बढ़ने पर उच्च ऑ० अवस्था

$\rightarrow 2KMnO_4 + 16HCl \longrightarrow 2KCl + 2MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2$

Cl_2 बनाने कि विधि –

का स्थायित्व बढ़ता है:

Eg: ClF_5, ClF_3, IF_7

क्लोरिन (Cl_2 गैस) –

बनाने कि विधि –

1. प्रयोगशाला में Cl_2 गैस बनाने के लिए MnO_2 को Con.HCl के साथ क्रिया कराते हैं।

$$MnO_2 + 4HCl \longrightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2\uparrow$$

मैंगनीज डाई ऑक्साइड (Con.)

2. औद्योगिक विधि (डेकॉन विधि) –

जब HCl गैस का $CuCl_2$ (क्यूपिक क्लोराइड) उत्प्रेरक के उपस्थिति में 723K ताप पर वायु द्वारा ऑक्सीकरण कराया जाता है तो Cl_2 गैस प्राप्त होती है। अब यह Cl_2 गैस बनाने कि औद्योगिक विधि है।

$$4HCl + O_2 \xrightarrow[723K]{CuCl_2} 2H_2O + 2Cl_2\uparrow$$

क्लोरिन के भौतिक गुण –

1. ये तीक्ष्ण गंध वाली हरे-पीले रंग की दम घोटू गैस होती है।
2. ये वायु से ढाई गुना भारी होती है अतः वायु के ऊपरी हटाव विधि द्वारा गैस जार में एकत्रित कि जाती है।
3. यह जल में घुलकर क्लोरीन जल बनाती है जो रोगाणुनाशी के रूप में काम आता है।
4. इसे दाब अधिक व निम्न ताप पर आसानी से द्रव में बदला जाता है जिसका क्वथनांक 239K

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

जबकि गलनांक 171 K होता है।

रासायनिक गुण -

1 विरंजक चुर्ण के साथ बनाना -
जब Cl_2 गैस को बुझे हुए चुने ($Ca(OH)_2$) में प्रवाहित करते हैं तो विरंजन चुर्ण बनता है।

$$2Ca(OH)_2 + 2Cl_2 \longrightarrow CaCl_2 + Ca(OCl)_2 + 2H_2O$$
विरंजक चुर्ण

2. अमोनिया के साथ -
जब क्लोरीन अमोनिया के आधिक्य के साथ क्रिया करती है तो अमोनियम क्लोराइड और यदि ~~क्लो~~ अमोनिया क्लोरीन के आधिक्य के साथ क्रिया करता है तो NCl_3 (नाइट्रोजन ट्राई क्लोराइड) बनता है।

$$8NH_3 + 3Cl_2 \longrightarrow 6NH_4Cl + N_2$$
आधिक्य

$$NH_3 + 3Cl_2 \longrightarrow NCl_3 + 3HCl$$
(आधिक्य)

3. कास्टिक सोडा से क्रिया -
जब क्लोरीन गैस तनु व ठंडे NaOH विलयन के साथ क्रिया कराते है तो NaOCl (सोडियम हाइपोक्लोराइट) बनता है और यदि क्लोरीन गर्म व सांद्र NaOH विलयन के साथ ~~गर्म~~ क्रिया करती है तो सोडियम क्लोरेट बनता है।

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

$2NaOH + Cl_2 \longrightarrow NaOCl + NaCl + H_2O$
(ठंडा)

$6NaOH + 3Cl_2 \xrightarrow{\Delta} NaClO_3 + 5NaCl + 3H_2O$
(गर्म व सांद्र) सो. क्लोरेट

4. विरंजन क्रिया –
क्लोरीन नमी के साथ क्रिया कर नवजात ऑक्सीजन बनाती है जो वनस्पति जैविक पदार्थों तथा वस्त्रों कि विरंजन क्रिया में काम आती है।

$Cl_2 + H_2O \longrightarrow 2HCl + [O]$
(नमी)

$[O]$ + रंगीन $\xrightarrow{\text{विरंजन क्रिया}}$ रंगहीन
नवजात ऑक्सीजन

5. ऑक्सीकारक गुण –
क्लोरीन एक प्रबल ऑक्सीकारक और विरंजक गुण रखती है अतः यह नमी की उपस्थिती मे HOCl बनाती है जो तुरंत टुटकर नवजात ऑक्सीजन देता है जो ऑक्सीकारक का कार्य करती है अत. यह फेरस सल्फेट को फेरिक सल्फेट मे आयोडीन को आयोडिक अम्ल (HIO_3) मे तथा SO_2 गैस को H_2SO_4 मे ऑक्सीकृत कर देती है

$2FeSO_4 + H_2SO_4 + Cl_2 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 2HCl + SO_2$

$I_2 + 6H_2O + 5Cl_2 \longrightarrow 2HIO_3 + 10HCl$

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

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

* Cl_2 के उपयोग -

1. कागज, लकड़ी की लुग्दी तथा वस्त्रों के विरंजन क्रिया में
2. पीने के पानी को रोगाणु मुक्त करने में।
3. D.D.T., क्लोरोफार्म, विरंजक चूर्ण बनाने में
4. विषैली गैसें- फॉस्जीन ($COCl_2$), मस्टर्ड गैस ($Cl-CH_2-CH_2-S-CH_2-CH_2-Cl$), युद्ध गैस (आँसू गैस = CCl_3NO_2) बनाने में।

* हैलोजन के ऑक्सी अम्ल -

हैलोजन में फ्लोरीन केवल HOF (हाइपो फ्लोरस अम्ल) ही बनाती है जबकि अन्य हैलोजन कई प्रकार के अम्ल बनाते हैं इन ऑक्सी अम्लो में हैलोजन कि ऑक्सीकरण अवस्था +1 से +7 होती है।

1. हाइपोक्लोरस अम्ल ($HOCl$) - $H-O-Cl$ ऑ. अवस्था +1
2. क्लोरस अम्ल $HClO_2$ - $H-O-Cl=O$ ऑ. अवस्था +3
3. क्लोरिक अम्ल $HClO_3$ - $H-O-Cl(=O)_2$ ऑ. अवस्था +5
4. परक्लोरिक अम्ल $HClO_4$ - $H-O-Cl(=O)_3$ ऑ. अवस्था +7

ऑक्सीअम्लो में हैलोजन कि ऑ. अवस्था बढ़ने पर अम्ल सामर्थ्य का मान बढ़ता है क्योंकि ऑ. अवस्था बढ़ने से ~~नाभिकिय~~ आवेश बढ़ जाता है और वि०ऋणता में वृद्धि होती है।

$HClO_4 > HClO_3 > HClO_2 > HOCl$
+7 +5 +3 +1

अम्ल सामर्थ्य का घटता क्रम

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

Date
Page

* अन्तरहेलोजन यौगिक –

जब दो हेलोजन परमाणु आपस में क्रिया कर जो यौगिक अणु-2 बनाते हैं उन्हे अन्तरा हेलोजन यौगिक कहते हैं इनमें बड़े आकार का हेलोजन केंद्रीय परमाणु जबकि छोटे आकार के हेलोजन परमाणु उसके साथ सहसंयोजक बंध से जुड़े होते हैं इनमे हेलोजन कि ऑक्सीकरण अवस्था +1 से +7 तक होती है। अन्तराहेलोजन यौगिक XX'_1, XX'_3, XX'_5, XX'_7 प्रकार के होते हैं।

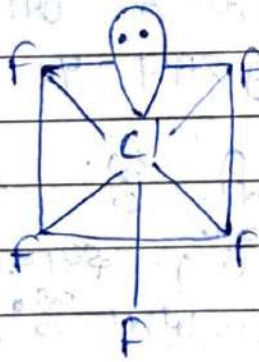
Eg. ClF, ClF_3, ClF_5, IF_7,

संरचना →

1. ClF_3

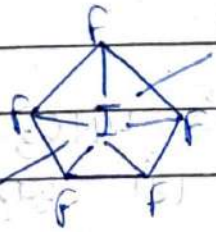
संकरण – sp^3d
ज्यामिति = T-shaped
σ bond = 3
L.P. = 2
b.P. = 3
प्रतिकर्षण = L.P. ↔ L.P.

2. ClF_5



संकरण = sp^3d^2
आकृति = वर्गाकार पिरैमिडी
σ bond = 5
L.P. = 1
b.P. = 5
प्रतिकर्षण = L.P. ↔ b.P.

3. IF_7



संकरण : sp^3d^3
ज्यामिति = पंचकोणीय द्विपिरैमिडीय
σ bond = 7
L.P = 0
b.P. = 7

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

हाइड्रोजन क्लोराइड – (HCl) –

यह हैलोजन अम्लो में सबसे अधिक महत्वपूर्ण व उपयोगी होता है ग्लैबर ने इसे नमक व Con. H_2SO_4 कि क्रिया से बनाया था। जबकि डेवी ने इसे हाइड्रोजन व Cl से मिलकर बना यौगिक कहा।

बनाने कि विधियाँ –

जब साधारण लवण के जलीय विलयन कि क्रिया कराई जाती हैं तो HCl गैस प्राप्त होती हैं
1. H_2SO_4 के साथ
इसको जल में प्रवाहित कर हाइड्रोक्लोरीक अम्ल बना लिया जाता हैं।

$$2NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HCl$$
(लव.) (सान्द्र.) (g)

गुण –

1. यह रंगहीन, तीक्ष्ण गंध वाली गैस होती हैं जो जल में अत्यधिक घुलनशील होती हैं।
2. इसे ताप, दाब में परिवर्तन कर आसानी से द्रव अवस्था में बदला जाता हैं जो 189 K ताप पर उबलता हैं जबकि 159 K ताप पर जम जाता हैं।
3. यह जल में घुलकर H_3O^+ बनाती हैं अतः प्रबल अम्लीय प्रकृति की होती हैं। इसका जलीय विलयन हाइड्रोक्लोरिक अम्ल कहा जाता हैं।

$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^{\oplus} + Cl^{\ominus}$$

4. 3 भाग सांद्र HCl तथा 1 भाग सांद्र HNO_3 के मिश्रण को एक्वारेजिया कहते हैं जो उत्कीय धातुओ (अम्ल राज)

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

(Au, Pt) आदि को भी आसानी से घोल सकता है।

$$3HCl + HNO_3 \longrightarrow NOCl + 2H_2O + 2Cl$$
(Con.) (Con.)

नाइट्रोसिल क्लोराइड

$$3Cl + Au \longrightarrow AuCl_3$$
ऑरिक क्लोराइड

5. जब HCl को NH_3 गैस के सम्पर्क में लाते हैं तो अमोनियम क्लोराइड के श्वेत धुम्र बनते है यह HCl का साधारण परिक्षण होता है।

$$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$$
(g) (g) (s)

6. यह Na_2CO_3 व सोडियम बाईकार्बोनेट से क्रिया कर CO_2 गैस बनाती है। जो आग बुझाने के काम आती है।

~~$NaHCO_3$~~ $NaHCO_3 + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O + CO_2$

उपयोग –

1. रंजक व टेनिन उद्योग में।
2. एक्वारेजिया बनाने में।
3. क्लोराइड व टीयर गैस के उत्पादन में।
4. अनेक कार्बनिक रसायनों के संश्लेषण तथा प्रयोगशाला में अभिकर्मक के रूप में।

18 वाँ वर्ग (उत्कृष्ट गैस/ अक्रिय गैस) –
इस वर्ग में अक्रिय गैसे हिलियम, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn (रेडॉन) होती है इनमे से Rn रेडियो एक्टिव होती है जिसके गुणो का अध्ययन नही किया जाता।

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

Date
Page

उपलब्धता -

ये गैसे प्रमुख रूप से वायुमण्डल में पाई जाती हैं जो कुल आयतन का लगभग 1% होती हैं इनमे सर्वाधिक मात्रा मे Ar (0.93%) पाई जाती हैं। He तथा Ne कम्मी-2 मात्रा धातुओ के खनिज पिचब्लैण्ड मोनेजाइट आदि के साथ भी पाई जाती हैं। He का मुख्य स्त्रोत प्राकृतिक गैस होती हैं। इसके अलावा Kr, Xe दुर्लभ तत्व होते हैं रेडॉन को रेडियम के अपघटन से प्राप्त किया जा सकता हैं।

$$_{88}Ra^{226} \longrightarrow {}_{86}Rn^{222} + {}_{2}He^{4}\ (\alpha\text{-कण})$$

अक्रिय गैसो के सामान्य गुण -

1 इलेक्ट्रॉनिक विन्यास -

इन तत्वो का सामान्य इलेक्ट्रॉनिक विन्यास $ns^2 np^6$ होता हैं अर्थात् इनके बाह्यतम कोश मे 8 e^- होते हैं जो एक अधिक स्थायी विन्यास होता हैं केवल He के बाह्यतम कोश मे 2 e^- होते हैं।

तत्व	इलेक्ट्रॉनिक विन्यास
~~He~~	$1s^2$
Ne	$[He]\ 2s^2 2p^6$
Ar	$[Ne]\ 3s^2 3p^6$
Kr	$[Ar]\ 3d^{10} 4s^2 4p^6$
Xe	$[Kr]\ 4d^{10} 5s^2 5p^6$
Rn	$[Xe]\ 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

2. आयनन एन्थैल्पी -

इन तत्वो में बाह्यतम कोश पुर्ण भरा स्थायी विन्यास ns^2np^6 होता है अतः इनमे e- निकालने कि के लिए अधिक ऊर्जा कि आवश्यकता होती है और आयनन एन्थैल्पी के मान अधिकतम होते है जो ऊपर से नीचे कि ओर जाने पर आकार बढ़ने के कारण घटते जाते है.

3. परमाणु आकार -

इन तत्वो के परमाणु आकार ऊपर से नीचे कि ओर बढते जाते है लेकिन आर्गन व Kr मे व कहक भरे होने के कारण परमाणु त्रिज्या में बहुत कम अंतर होता है।

* भौतिक गुण -

1. सभी उत्कृष्ट गैसे रंगहीन, गंधहीन व स्वादहीन होती है।
2. सभी गैसे एकल परमाणिक अवस्था में होती है। क्योकि इनके अणु में आबन्ध कोटि का मान शून्य होता है तथा अष्टक पुर्ण होने के कारण आपस में किसी प्रकार का बंध बना नही बना पाती
3. इन गैसो के परमाणुओ के मध्य दुर्बल परिक्षेपण बल पाये जाते है अतः इनके गलनांक और क्वथनांक बहुत कम होते है।
4. ये गैसे जल मे अत्यन्त कम घुलनशील होती है।

ऑक्सीजन का प्लेटीनम फ्लोराइड $= O^+PtF_6^-$

Nand
Date
Page

* e- लब्धी एन्थैल्पी -

इन गैसों का ns^2np^6 स्थायी विन्यास होने के कारण e- लब्धी एन्थैल्पी के मान अधिक धनात्मक होते हैं अर्थात इनमें e- ग्रहण करने कि प्रवृति नही पाई जाती हैं।

क्रियाशीलता -

इन वर्ग के तत्व अत्यन्त कम क्रियाशील होते हैं क्योंकि -

1 → इन गैसो का पुर्ण भरा स्थायी विन्यास ns^2np^6 होता हैं।

2 → इनकी आयनन एन्थैल्पी के मान बहुत अधिक होते हैं।

3 → इनकी e- लब्धी एन्थैल्पी के मान अधिक धनात्मक होते हैं।

⇒ इन उत्कृष्ट गैसो में केवल Xe व Kr ही यौगिक बनाती हैं जिनमें फ्लुओन का केवल एक ही यौगिक KrF_2 (क्रिप्टान डाई फ्लोराइड) ही प्रकृति में पाया जाता हैं लेकिन Xe के फ्लोराइड ऑक्साइड व ऑक्सी फ्लोराइड यौगिक प्रकृति में पाए जाते हैं। नील बर्टलेट ने ऑक्सीजन का प्लेटीनम फ्लोराइड के साथ यौगिक बनाया लेकिन ऑक्सीजन कि प्रथम आयनन एन्थैल्पी का मान 1175 kJ/mole होता हैं जो कि Xe कि प्रथम आयनन एन्थैल्पी (1170 kJ/mole) के लगभग समान होता हैं। अतः इसी आधार पर नील बर्टलेट ने ऑक्सीजन के स्थान पर Xe को लेकर $Xe^+PtF_6^-$ यौगिक बनाने में सफलता प्राप्त कि।

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

* Xe के फ्लोराइड -

Xe ताप, दाब कि उपस्थिती में फ्लोरीन से क्रिया कर डाईटेट्रा, हेक्सा फ्लोराइड बनाता है।

$$Xe + F_2 \xrightarrow[1\ bar]{673K} XeF_2$$
1 : 2

$$Xe + 2F_2 \xrightarrow[8-9\ bar]{873K} XeF_4$$
1 : 5

$$Xe + 3F_2 \xrightarrow[60-70\ bar]{573K} XeF_6$$
1 : 20

Note:- XeF_6 को XeF_4 कि क्रिया O_2F_2 से कराकर भी प्राप्त किया जाता है।

$$XeF_4 + O_2F_2 \xrightarrow{143K} XeF_6 + O_2$$

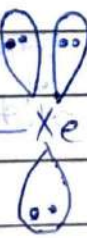
गुण व संरचना -

Xe के सभी फ्लोराइड रंगहीन, क्रिस्टलीय ठोस होते हैं जो सामान्य ताप पर आसानी से उर्ध्वपातित हो जाते हैं। ये सभी प्रबल फ्लोरीकारक अभिकर्मक के रूप में काम आते हैं इनका जल अपघटन आसानी से होता है जैसे -

$$2XeF_2 + 2H_2O \xrightarrow{\text{जल अपघटन}} 2Xe + 4HF + O_2$$

संरचना -

1 XeF_2



संकरण - sp^3d ज्यामिति - रेखीय प्रतिकर्षण - L.P ↔ L.P.

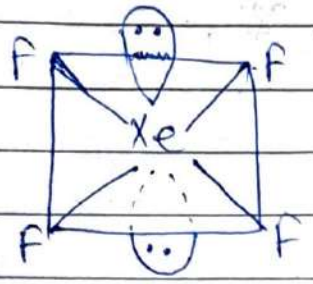
σ bond = 2

L.P. = 3

b.P. = 2

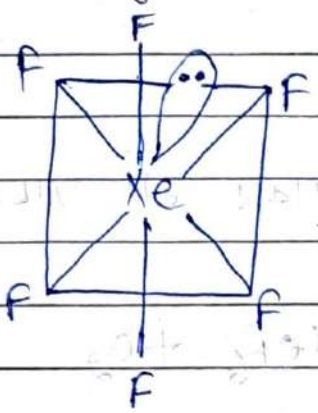
whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

(ii) XeF_4



संकरण - sp^3d^2
ज्यामिति - वर्ग समतलीय
σ bond = 4
L.P. = 2
b.P. = 4
प्रतिकर्षण = L.P. ⟷ L.P.

(iii) XeF_6



संकरण - sp^3d^3
= विकृत अष्टफलकीय
= 6
= 1
= 6
= L.P. ⟷ L.P.

जीनोन के आक्साइड व ऑक्सीफ्लोराइड -

1. जब जीनोन टेट्राफ्लोराइड व हेक्साफ्लोराइड का जल अपघटन किया जाता है जीनोन ट्राई ऑक्साइड बनता है।

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

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

2. जब जीनोन हेक्साफ्लोराइड का आंशिक जलअपघटन कराया जाता है तो जीनोन के ऑक्सी फ्लोराइड बनते हैं।

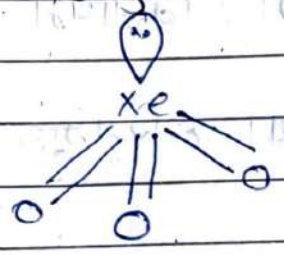
whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

$XeF_6 + H_2O \xrightarrow{\text{आंशिक जल अपघटन}} XeOF_4 + 2HF$

$XeF_6 + 2H_2O \xrightarrow[\text{अपघटन}]{\text{आंशिक जल}} XeO_2F_2 + 4HF$

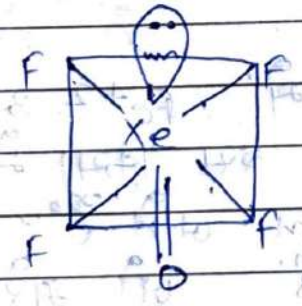
संश्लेषण -

1) XeO_3 (जीनॉन ट्राइ ऑक्साइड) -



संकरण - sp^3
आकृति = पिरैमिडी
σ bond = 3
π bond = 3
b.P. = 6
L.P. = 1
प्रतिकर्षण = L.P. $\leftrightarrow$ L.P.

2) $XeOF_4$



संकरण = sp^3d^2
आकृति = वर्गाकार पिरैमिडि
σ bond = 5
π bond = 1
bond pair = 6
L.P. = 1
प्रतिकर्षण = L.P. $\leftrightarrow$ b.P.

* अक्रिय गैसो के उपयोग -

A.) He के उपयोग -

→ मौसम पूर्वानुमान के गुब्बारो मे भरने के लिए।

→ गोताखोरो के सिलेण्डरमे ऑक्सीजन को तनु करने के लिए।

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

→ द्रव He का उपयोग प्रशीतक तथा निम्न ताप कारक के रूप में।
→ चिकित्सा क्षेत्र में (NMR & MRI) → शक्तिशाली चु० क्षेत्र उत्पन्न करने में।
→ वायुयान के टायरो में भरने के लिए।

B.) निऑन के उपयोग—
→ निऑन बल्बो व ट्युबलाइटो का उपयोग विज्ञापन के लिए किया जाता है
→ निऑन लेम्प का उपयोग उद्यानों तथा हरितगृह में किया जाता है।

C.) Ar के उपयोग—
→ Ar गैस का उपयोग उच्चताप धातुकर्म में अक्रिय वातावरण उत्पन्न करने में किया जाताहै।
इसके अलावा यह बल्बो तथा ट्युबलाइट के स्टार्टर में भरी होती है।

* भूरी वलय परीक्षण—
नाइट्रेट आयन H_2SO_4 की उपस्थिती में Fe^{+2} आयनों के साथ भूरी वलय परिक्षण देते है। इस क्रिया में Fe^{+2} आयन Fe^{+3} आयनो में बदल जाते है। और साथ मे NO गैस बनती है जो भूरे रंग का संकुल यौगिक बनाती है।

$$NO_3^- + 3Fe^{+2} + 4H^+ \longrightarrow NO + 2H_2O + 3Fe^{+3}$$

$$[Fe(H_2O)_6]^{+2} + NO \longrightarrow [Fe(H_2O)_5NO]^{+2} + H_2O$$

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini

विधी-
नाइट्रेट आयनो के जलीय विलयन में ताजा बना FeSO4 का तनु विलयन डालते हैं तथा उसके बाद परख नली के सहारे धीरे-2 सांद्र H_2SO_4 मिलाते हैं जिसके कारण विलयन तथा सांद्र H_2SO_4 के सम्पर्क स्थल पर भूरे रंग का छल्ला बन जाता है जो विलयन में नाइट्रेट आयनो कि उपस्थिती को दर्शाता है।

* $SeCl_2$ की असमानुपातन अभिक्रिया -

$$SeCl_2 \xrightarrow{\text{असमानुपातन}} SeCl_4 + Se$$

$Se^{+2} \longrightarrow Se^{+4}$ (ऑक्सीकरण)
$Se^{+2} \longrightarrow Se$ (अपचयन)

यह $SeCl_2$ कि असमानुपातन अभि० है क्योकि इसमे Se का ऑक्सीकरण व अपचयन दोनो साथ-2 होते हैं

whatsapp Notes - 8696608541 (sbistudy.com)
om prakash saini