

वर्ग 17 के तत्व

वर्ग 17 के तत्वों को संयुक्त रूप से हैलोजन कहते हैं। वर्ग 17 में फ्लोरोसिन (F), क्लोरीन (Cl), आयोडीन (I), ब्रोमीन (Br) तथा एस्टैटिन (At) पाँच तत्व हैं।

वर्ग 17 के तत्वों की भौतिक तथा रासायनिक गुणों की प्रकृति

1. इलेक्ट्रॉनिक विन्यास → इन सभी तत्वों के बाह्यतम कोश में इलेक्ट्रॉनिक विन्यास ns^2, np^5 है।
2. आयनन एन्थैल्पी - इनकी इलेक्ट्रॉन त्यागने की प्रकृति कम होती है अतः आयनन एन्थैल्पी उच्च है, समूह में नीचे जाने पर आयनन एन्थैल्पी में कमी होती है।
3. इलेक्ट्रॉन लवध एन्थैल्पी → हैलोजनों की इलेक्ट्रॉन लवध एन्थैल्पी अधिक शून्यात्मक होती है। समूह में नीचे जाने पर इनके मान कम शून्यात्मक होते जाते हैं। फ्लोरीन की Δ_{egh} , क्लोरीन की तुलना में कम शून्यात्मक है इसका कारण F के छोटे 2p कक्षकों में प्रबल अंतर इलेक्ट्रॉनिक प्रतिकर्षण है।
4. बन्ध वियोजन एन्थैल्पी → Cl_2 की तुलना में F_2 की वियोजन एन्थैल्पी का मान कम है। अणुबन्ध वियोजन एन्थैल्पी Cl से आयोडीन I तक घटती है। $Cl-Cl > Br-Br > I-I$ F_2 की बन्ध वियोजन एन्थैल्पी में असंगति का कारण F के रसायनीकरण मुक्त के मध्य प्रतिकर्षण का अधिक होना है।

आक्सीकरण अवस्थाएँ तथा रासायनिक क्रियाशीलता

सभी हैलोजन -1 आक्सीकरण अवस्था प्रदर्शित करते हैं। F को छोड़कर अन्य हैलोजन +1, +3, +5 तथा +7 आक्सीकरण अवस्थाएँ भी प्रदर्शित करते हैं। F के पास 4 कक्षाक नहीं होते हैं तथा इसकी विद्युत शून्यात्मकता सर्वाधिक है अतः यह केवल -1 आक्सीकरण अवस्था प्रदर्शित करता है।

X (हैलोजन)

X मूल अवस्था =  1 अमुक्त e

X तृतीय उत्तेजित अवस्था = $\uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow$ 7 अयुग्मित e
आ.सं० = +7

हाइड्रोजन के प्रति क्रियाशीलता — सभी हैलोजन हाइड्रोजन से क्रिया करके हाइड्रोजन हैलाइड बनाते हैं

(अम्लीय सामर्थ्य का बढ़ता क्रम) $HF < HCl < HBr < HI$

(स्थायित्व का घटता तथा अपचायक क्षमता का बढ़ता क्रम) $HF < HCl < HBr < HI$

आक्सीजन के प्रति क्रियाशीलता — हैलोजन आक्सीजन से संयोजन कर आक्साइड बनाते हैं

1- आक्सीजन और फ्लोरीन के यौगिक आक्सीजन के फ्लोराइड कहलाते हैं वैसे, F की विद्युल श्रावणकता अधिक है।

जैसे - OF_2 F की आ.सं० = -1

2. Cl, Br तथा आयोडीन भी आक्साइड बनाते हैं जिनमें हैलोजनों की आक्सीकरण संख्या +1 से +7 तक होती है

जैसे - Cl_2O में Cl की आ.सं० = +1

Cl_2O_7 में Cl की आ.सं० = +7

हैलोजनों के आक्सी अम्ल — F, आक्सीजन से अधिक श्रावणकता होने के कारण आक्सी अम्ल नहीं बनाती है। अन्य हैलोजन चार प्रकार के आक्सी अम्ल बनाते हैं

A - हाइपोहैलस अम्ल HXO

B - हैलस अम्ल HXO_2

C - हैलिक अम्ल HXO_3

D. पर हैलिक अम्ल HXO_4

आक्सी अम्लों के लक्षण - हैलोजनों के आक्सी अम्लों के कुछ सामान्य लक्षण निम्नवत हैं।

1. एक क्षारकीय प्रकृति — आक्सी अम्लों में हाइड्रोजन हैलोजन परमाणु से सीधे नहीं जुड़ा होता है।

अम्लीय सामर्थ्य -

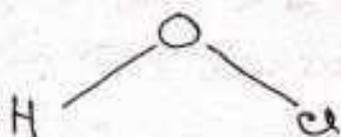
1. अम्लीय अम्लों की अम्लीय सामर्थ्य जिनमें आवर्तीकरण सं० समान ही तो परमाणु क्रमांक के बढ़ने के साथ घटता है।

जैसे - $HClO$ प्रबलतम तथा HIO दुर्बलतम अम्ल है यही Cl तथा I की आ० सं० = +1 है

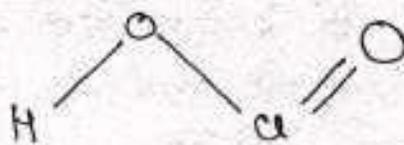
2. समान हीलोजन के आवर्ती अम्लों की अम्लीय शक्ति आ० संख्या के बढ़ने पर बढ़ती है।

जैसे - $HClO_4 > HClO_3 > HClO_2 > HClO$

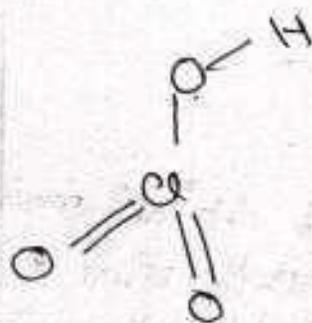
ऑक्सीजन के आवर्ती अम्लों की संरचनाएं -



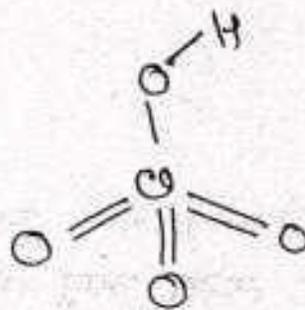
हाइपोक्लोरस
 $HClO$



क्लोरोस अम्ल
 $HOClO$



क्लोरिक अम्ल
 $HOClO_2$



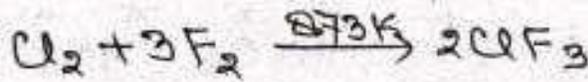
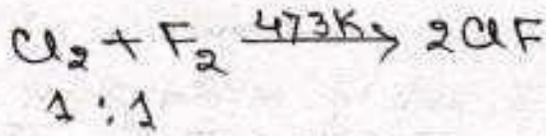
पेरक्लोरिक अम्ल
 $HOClO_3$

अन्तरा हीलोजन यौगिक - जब दो भिन्न हीलोजन एक दूसरे से अभिक्रिया करके जो यौगिक बनते हैं, उन्हें अन्तरा हीलोजन यौगिक कहते हैं। इनमें बड़े आकार व कम विद्युत ऋणात्मकता वाला हीलोजन केंद्रीय परमाणु होता है जो छोटे हीलोजन की विषम संख्या से जुड़ा रहता है। ये चार प्रकार के होते हैं।

1. AB प्रकार = ClF , BrF , ICl

④

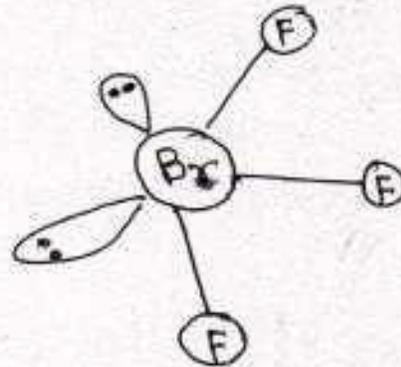
अन्तर हैलोजनों का विरचन - अन्तरा हैलोजन यौगिक सीधे संयोग द्वारा या किसी हैलोजन की निम्नतर अन्तरा हैलोजन यौगिक पर अभिक्रिया द्वारा बनाए जा सकते हैं।



कुछ अन्तरा हैलोजन यौगिकों की संरचना —

- (i) BrF_3 में केन्द्रीय हैलोजन परमाणु sp^3d संकरित होता है तथा अणु की त्रिकोणीय द्विपिरमिडीय ज्यामिति अथवा बंकित T आकृति होती है।

VSEPR सिद्धान्त से



- (ii) IF_5 की आकृति - इसके केन्द्रीय परमाणु sp^3d^2 संकरित होता है तथा अणु की षट्फलकीय ज्यामिति होती है। इसके एक स्वतन्त्र युग्म होता है। इसे वर्ग द्विपिरमिडीय कहते हैं।

