p-ब्लॉक तत्व

प्राक्कथन

इस पुस्तिका को इस भाँति तैयार किया गया है कि विद्यार्थीयों को केवल **" p-ब्लॉक तत्वों"** तक ज्ञान सीमित न रखकर पूरे अधातुओं का रसायन ज्ञात हो सके। इस पुस्तिका को तैयार करने का मूल उद्देश्य है कि विद्यार्थीयों में स्वयं सोचने की क्षमता विकसित हो सके, वे कठिनतम प्रश्नों को स्वयं हल कर सकें, उन्हें रासायनिक विश्लेषणों का अभिज्ञान हो सके।

इस अध्याय में आप सभी प्रकार की समस्याओं को हल करने के तरीकों को समझेगें।

यह पुस्तिका इस अध्याय में उपयोग होने वाली सभी संकल्पनात्मक (theory) तथा प्रायोगिक व्याख्याओं को सम्मिलित रखती है। प्रत्येक टॉपिक की थ्योरी के साथ उदाहरण दिये गये हैं। प्रत्येक टॉपिक के थ्योरी भाग के अन्त में सभी तरह के मिश्रित (miscellaneous) साधित (solved) उदाहरण दिये हुए हैं, जो इस अध्याय की सभी संकल्पनाओं के अनुप्रयोग को स्पष्ट करते हैं।

विद्यार्थियों को सलाह दी जाती है, कि प्रत्येक विद्यार्थी इन सभी हल किये उदाहरणों को अवश्य पढ़ें, समझें ऐसा करने से इसे सम्बन्धित टॉपिक को अच्छी तरह समझने में मदद मिलेगी।

p-ब्लॉक तत्वों में कुल प्रश्नों की संख्या है :

अध्याय में उदाहरण 00

दृष्टान्तीय उदाहरण..... 23

कुल प्रश्नों की संख्या 23

नाइट्रोजन परिवार

1. नामकरण

साधारणतया इनको निकोजन्स कहा जाता है तथा इसके यौगिको को निकिटिकल्स कहा जाता है।

2. इलेक्ट्रॉनिक विन्यास

N	7	
P	15	
As	33	ns^2np^3
Sb	51	
Bi	83	

3. महत्वपूर्ण बिन्दु

इन तत्वों के हाइड्राइड अत्याधिक विषैले होते है तथा श्वास लेने में कठिनाई पैदा करते है।

4. सामान्य गुणधर्म

4.1 प्रकृति व अवस्था :

(a) केवल N गैसीय अवस्था में होती है शेष सभी ठोस होते है।

(b) N व P दोनों अधातु है।

(c) As उपधातु है।

(d) Sb व Bi धातु है।

(e) नाइट्रोजन द्विपरमाणुक होती है क्योंकि यह $p\pi - p\pi$ बहुल बन्ध बनानें में सक्षम है। अन्य तत्वों में यह सम्भव नहीं है।

4.2 परामाण्वीय त्रिज्या, घनत्व, आयनिक त्रिज्या व गलनांक:

$\downarrow$ विद्युत धनीय लक्षण बढ़ने के कारण बढ़ते है।

4.3 आयनन ऊर्जा एवं विद्युत ऋणात्मकता :

आयनन ऊर्जा तथा विद्युत ऋणात्मकता $\downarrow$ घटती है।

4.4 विद्युत व तापीय चालकता :

$\downarrow$ बढ़ती है।.

क्योंकि N से Bi तक जाने पर इलेक्ट्रानों का विस्थानीकरण बढ़ता है।

$\therefore$ N, P	As	Sb, Bi
दुर्बल चालक	अर्धचालक	चालक

4.5 श्रृंखलन :

केवल N, P व As ही श्रृंखलन का गुण प्रदर्शित करते है।

4.6 संयोजकता व आक्सीकरण अंक :

(a) सामान्य विन्यास : ns^2 np^3

संयोजकता = 3

ऑक्सीकरण अंक = – 3, + 3, + 5

फास्फोरस का ऑक्सीकरण अंक = – 3, + 3

(b) फास्फोरस दो स्लीपिंग संयोजकतायें रखता है।

(c) **स्लीपिंग संयोजकता :** संयोजी कोश के वे इलेक्ट्रॉन जो बन्ध बनाने में भाग नहीं लेते है।

(d) उत्तेजित अवस्था में P, + 5 ऑक्सीकरण अंक प्रदर्शित करता है।

इसलिये संकरण = sp^3d

आकृति = त्रिकोणीय द्विपिरेमिडीय

(e) P, As, Sb — 3 व 5 दोनों ऑक्सीकरण अवस्थायें दिखाते है।

N — केवल — 3 ऑक्सीकरण अवस्था दिखाता है क्योकि d - कक्षक अनुपस्थित होते है।

Bi — केवल — 3 ऑक्सीकरण अवस्था दिखाता है क्योंकि अक्रिय युग्म प्रभाव होता है।

4.7 क्रियाशीलता :

(a) $\downarrow$ कम होती है। $\therefore$ विद्युत ऋणता घटती है।

(b) V समूह में N सबसे कम क्रियाशील है क्योंकि त्रिबन्ध बनाता है व बन्ध ऊर्जा ($\uparrow$) है।

(c) V समूह में अधिकतम क्रियाशील P है।

(d) क्रियाशीलता का क्रम P > As > Sb > Bi > N

4.8 अपररूपता :

(a) ठोस अवस्था में N_2 α व β अपररूप रखता है।

(b) [द्रव N + द्रव HNO_2] $\rightarrow$ का मिश्रण क्रायोसर्जरी में काम आता है। यह एक दर्दनाक शल्यचिकित्सा है जिसमें बिना औजारो के शल्य चिकित्सा की जाती है।

5. फास्फोरस के प्रकार ::

(a) सफेद व पीला फास्फोरस

(b) लाल फास्फोरस

(c) काला फास्फोरस

5.1 सफेद फास्फोरस P :

(a) सफेद फास्फोरस P_4 के रूप में पाया जाता है। यह चतुष्फलकीय ज्यामिति रखता है। इसमें बन्ध कोण 109° की जगह 60° होता है। इस बन्ध कोण के कारण P_4 अणु तनाव में रहता है। तथा इसी कारण कम स्थायी व अधिक क्रियाशील होता है।

(b) सफेद फास्फोरस का ज्वलन ताप 30°C है। इस कारण यह अत्यधिक क्रियाशील होता है तथा जब इसे जलाया जाता है तो यह काफी मात्रा में ऊर्जा उत्पन्न करता है। जब यह ऊर्जा प्रकाश के रूप में उत्पन्न होती है तो इसे प्रतिद्विप्त अर्थात सफेद फास्फोरस अंधेरे में चमकता है।

* अर्थात् सफेद P अंधेरे में चमकता है।

(c) अत्यधिक क्रियाशील होने के कारण इसे H_2O में एकत्रित किया जाता है।

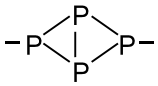
(d) सफेद फास्फोरस धीरे–धीरे लाल फास्फोरस में बदल जाता है पहले यह थोड़ा पीले रंग का होता है तथा अन्त में लाल रंग में बदल जाता है।

(e) यदि लाल फास्फोरस कुछ प्रतिशत भाग में सफेद फास्फोरस की अशुद्वि रखता है तो इसे NaOH मिलाकर शुद्ध किया जाता है सफेद फास्फोरस NaOH से क्रिया करता है जबकि लाल नहीं।

(f) सफेद फास्फोरस अत्याधिक विषैला होता है।

(g) यह एक मुलायन ठोस है।

5.2 लाल फास्फोरस :

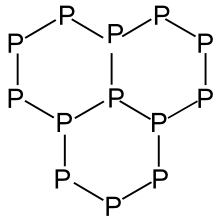


(a) इसे सफेद फास्फोरस के एक P – P बन्ध को तोड़कर बनाया जाता है अतः P_4 अणुओं की श्रृंखला बनती है।

(b) P_4 अणुओं की श्रृंखला बनती है तथा जब इसकी तुलना सफेद फास्फोरस से की जाती है तो लाल फास्फोरस का घनत्व अधिक, क्रियाशीलता कम व स्थायित्व ज्यादा होता है।

(c) लाल फास्फोरस का ज्वलन ताप 230°C होता है।

5.3 काला फास्फोरस :



(a) यह ग्रेफाइट की तरह षटकोणीय परतों के रूप में रहता है।

(b) यह कम क्रियाशील व अधिक घनत्व वाला यौगिक है।

(c) यह उच्च घनत्व वाला ठोस है।

(d) यह विद्युत का कम चालक होता है।

5.4 आर्सेनिक (As) :

(a) यह V^{th} समूह में सबसे अधिक विषैला तत्व है।

6. V-A समूह के यौगिक ::

6.1 हाइड्रइड का निर्माण :

(a) हाइड्राइडो का सूत्र YH_3 होता है - {NH_3, PH_3, AsH_3, SbH_3, BiH_3}

(b) NH_3 के अलावा सारे हाइड्राइड विषैले होते है।

(c) अमोनिया लुइस अम्लों को व प्रोटिक अम्लों को उदासीन कर देती है। अतः अमोनिया एक प्रबल क्षार है।

(d) $PH_3 + HI \longrightarrow PH_4I$

फास्फीन फास्फोनियम आयोडाइड

अमोनिया की तुलना में फास्फीन एक दुर्बल क्षार है तथा अन्य सभी उभयधर्मी गुण रखते है।

(e) अमोनिया का क्वथनांक हाइड्रोजन बन्ध के कारण उच्च होता है।

(f) हाइड्रोजन बन्ध बनाने की प्रवृति व क्वथनांक B.P. $NH_3 > PH_3 < AsH_3 < SbH_3 < BiH_3$.

(g) NH_3 अपचायक की तरह से कार्य नहीं कर सकता जबकि BiH_3 प्रबल अपचायक है।

(h) NH_3 से BiH_3 तक जाने पर स्थायित्व घटता है। क्योंकि आकार बढ़ता है

∴ अतः बन्ध सार्म्थय घटता है।

(i) आक्सीकरण अवस्था :

हाइड्रेजीन $NH_2 – NH_2$ or $N_2H_4 \Rightarrow -2$

हाइडेजोइक अम्ल N_3H $\Rightarrow -1/3$

$NH_2 – OH$ $\Rightarrow -1$

(j) हाइड्रेजीन एक प्रणोदक ईंधन के रूप में राकेट में उपयोग किया जाता है। यह दहन के फलस्वरूप अत्याधिक ऊर्जा उत्पन्न करता है।

(k) N_2H_4 की तुलना में H_2O_2 अच्छा प्रणोदक है। क्योंकि यह नवजात ऑक्सीजन देता है। जोकि O_2 में ज्यादा क्रियाशील है।

(l) N_3^- को एजाइड आयन कहते है। ⟶ इसमें 4 एकल युग्म होते है।

Eg. $Ba^{+2}N_3^-$ ⟶ बेरियम ऐजाइड $[Ba(N_3)_2]$.

: हाइड्राइडो के गुण :

S.N-o.	Property	NH_3	PH_3	AsH_3	SbH_3	BiH_3
1.	Phycal State	Gas	Gas	Gas	Gas	Gas
2.	Smell	Specific	Rotten Fishy	Garlic Odour	Unpleasant	Unpleasant
3.	Solubility	Very Soluble	Sparingly Soluble	Insolubel	Insoluble	Insoluble
4.	Stability	Very High	High	Low	Very Low	Unstable
5.	Bond Angle	106.5°	93.3°	91.8°	91.3°	Unstable
6.	Nature	Non Poisonous	Poisonous	Poisonous	Poisonous	Poisonous

6.2 हैलाइडों का निर्माण :

(i) YX_3 (ii) YX_5

(i) ट्राई हैलाइड :

NCl_3, NBr_3, व NI_3 के अलावा इन तत्वों के सभी सम्भव ट्राइहैलाइड ज्ञात है।

क्योंकि :

(1) N – X बन्ध ध्रुवता

(2) आकार में अधिक अन्तर होने के कारण N – X बन्ध की दुर्बलता अन्तर

(3) $NCl_3 + 3H_2O \longrightarrow NH_3 + 3HOCl$

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

$SbCl_3 + 3H_2O \longrightarrow SbOCl + 2HCl$ (Stibynl Chloride)

$BiCl_3 + H_2O \longrightarrow BiOCl + 2HCl$ (Bismithyl Chloride)

जब $BiCl_3$ के जलीय विलयन को तैयार करके रखा जाता है तो कुछ समय पश्चात उसमें गन्दापन दिखता है। जो दिखने में दूधिया होता है तथा अन्त में सफेद अवक्षेप के रूप में आता है। यह BiOCl बनने के कारण होता है।

(4) लेविस क्षार क्रम : $NF_3 < NCl_3 < NBr_3 < NI_3$.

(ii) पेन्टा हैलाइड :

(1) N व Bi के अतिरिक्त सभी पेन्टा हैलाइड बनाते है। N, d-कक्षक उपस्थित नहीं होने के कारण पेन्टा हैलाइड नहीं बना सकता तथा Bi अक्रिय युग्म प्रभाव के कारण पेन्टा हैलाइड नहीं बनाता है।

(2) PCl_5 एक प्रभावी क्लोरीनीकरण अभिकर्मक के रूप में कार्य करता है तथा निम्न प्रकार विघटित होता है।

$PCl_5 \longrightarrow PCl_3 + Cl_2$

6.3 ऑक्साइडों का निर्माण :

(i) N_2O : हंसाने वाली गैस, अत्यन्त विषैली कम मात्रा में सूघंने पर यह शिथिलता पैदा करती है।

(ii) $N \equiv N \rightarrow O$ यह रेखीय ज्यामिति में रहता है। $\mu = 0$ होना चाहिये लेकिन यह शून्य से अधिक होता है। क्योंकि एक ही ध्रुवीय बन्ध होता है।

(iii) NO व N_2O उदासीन ऑक्साइड है।

(iv) केवल N ही अनुचुम्बकीय ऑक्साइड बनाता है।

(v) ऑक्साइडों का स्थायित्व परमाणु क्रमांक बढ़ने के साथ कम होता है।

अतः N_2O_5 स्थायी है जबकि Bi_2O_5 अस्थायी।

(vi) ऑक्साइडों के अम्लीय गुण ऑक्सीकरण अंक घटने पर घटते है। O.S.

Eg. N_2O +1 ⇒ उदासीन

While NO_2 +4 ⇒ अम्लीय

(vii) ऑक्साइडों के प्रकार :

Element *Types of Oxides*	*N*	*P*	*As*	*Sb*	*Bi*
X_2O_3	N_2O_3	P_2O_3	As_2O_3	Sb_2O_3	Bi_2O_3
X_2O_4	N_2O_4	P_2O_4	As_2O_4	Sb_2O_4	Bi_2O_4
X_2O_5	N_2O_5	P_2O_5	As_2O_5	Sb_2O_5	

(viii) Sb_2O_5 व Bi_2O_5 पानी में अघुलनशील होते है। परन्तु क्षार में विलेय होते है।

$$Sb_2O_5 + 6NaOH \longrightarrow 2Na_3SbO_4 + 3H_2O \text{ (Sodium Antimonate)}$$

$$Bi_2O_5 + 6NaOH \longrightarrow 2Na_3BiO_4 + 3H_2O \text{ (Sodium Bisnuthate)}$$

अपवाद : P_2O_5

7. नाइट्रोजन का असामान्य व्यवहार

(a) नाइट्रोजन एक गैस है। जबकि अन्य तत्व ठोस है।

(b) नाइट्रोजन अणु द्विपरमाणुक है। जबकि P, As, Sb चतुष्क परमाणु है। (P_4, As_4, Sb_4) तथा Bi एक परमाणुक है।

(c) NF_3 के अलावा सभी हेलाइड विस्फोटक है।

(d) N_2O_3 व N_2O_5 एकलक है जबकि P, As व Sb के ट्राइहेलाइड व पेन्टाहेलाइड द्विलक है।

(e) यह त्रिबन्ध उपस्थित होने के कारण अक्रिय है। जबकि अन्य तत्व अत्याधिक क्रियाशील है।

(f) $N \equiv N$, $C = O$, $(C \equiv N)^-$ समइलेक्ट्रानीय स्पीशीज है लेकिन उच्च आयनन ऊर्जा व अध्रुवीय प्रकृति के कारण $N \equiv N$ कम क्रियाशील है।

(g) N सल्फाइड नहीं बनाता है।

(h) नाइट्रोजन मुक्त अवस्था में पाया जाता है। जबकि अन्य नहीं।

8. समूह के परिवार के सदस्य

8.1 नाइट्रोजन (N_2) :

(1) नाइट्रोजन 75% भार प्रतिशत व 78% आयतन प्रतिशत वायु में पाया जाता है।

(2) निर्माण :

(i) प्रयोगशाला विधि : NH_4Cl व $NaNO_2$ के मिश्रण को गर्म करके।

$$NH_4Cl + NaNO_2 \longrightarrow NH_4NO_2 + NaCl \text{ (Unstable)}$$

$$NH_4NO_2 \xrightarrow{Heat} N_2 + 2H_2O$$

(ii) अमोनियम डाइक्रोमेट को गर्म करने पर :

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

(iii) अमोनिया के आक्सीकरण द्वारा

$$2NH_3 + 3CuO \xrightarrow{Heat} 3Cu + N_2 + 3H_2O$$

(iv) औद्योगिक रूप से नाइट्रोजन वायु के द्रवीकरण से बनाई जाती है। परिणामी द्रव को क्लाऊड उपकरण में प्रभाजी आसवन द्वारा अलग किया जाता है।

(3) गुण :

(i) ऑक्सीजन के साथ संयोग करके NO (नाइट्रिक आक्साइड) बनाता है। i.e. (बिकलेन्ड व आइड विधि) :

$$N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO - 43.2 \text{ kcal}$$

(ii) हाइड्रोजन के साथ क्रिया (हेबर विधि)

$$N_2 + 3H_2 \xrightarrow[500^\circ C]{Fe+MO} 2NH_3$$

(iii) धातुओं के साथ क्रिया : :

$$6Li + N_2 \xrightarrow{450^\circ C} 2Li_3N$$

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

$$2B + N_2 \longrightarrow 2BN$$

(iv) $CaC_2 + N_2 \xrightarrow{1000^\circ C} CaCN_2$ (Calcium Cyanide Nitrolium)

8.2 नाइट्रोजन के यौगिक

8.2.1 ऑक्साइड :

(a) नाइट्रस ऑक्साइड या हंसाने वाली गैस (N_2O) :

(i) $NH_4NO_3 \xrightarrow{\Delta} N_2O + 2H_2O$

यह एक विषैली गैस है तथा थोड़ी मात्रा में सूघनें पर उन्मादी हंसी उत्पन्न करती है।

(b) नाइट्रिक ऑक्साइड (NO) :

(i) तनु HNO_3 की Cu से क्रिया द्वारा: (प्रयोगशाला विधि)

$$3Cu + 8HNO_3 \longrightarrow]$$
$$2NO + 3Cu(NO_3)_2 + 4H_2O$$

(ii) केवल यही गैस O_2 से क्रिया करके रंगीन गैस देती है। (नीला रंग)

(iii) NO के शुद्धिकरण हेतु $FeSO_4$ का उपयोग करते है।

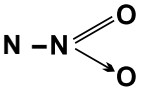
$$FeSO_4 . NO \xrightarrow{\Delta} FeSO_4 + NO \uparrow.$$

(iv) ताप कम करने पर NO की अनुचुम्बकीय प्रकृति कम होती जाती है तथा द्रव अवस्था में यह प्रतिचुम्बकीय हो जाती है।

(v) $2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$ (लाल भूरे धूम)

(vi) $2NO + Cl_2 \longrightarrow 2NOCl$

(c) डाइनाइट्रोजन ट्राइऑक्साइड : (N_2O_3)



$$2NO + N_2O_4 \longrightarrow 2N_2O_3.$$

(d) नाइट्रोजन डाइ ऑक्साइड (NO_2) :

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

(ii) $2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$

(iii) यह एक लाल भूरी गैस है।

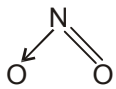
(iv) यह नाइट्रस व नाइट्रिक अम्ल दोनों का संयुक्त एनहाइड्राइड है।

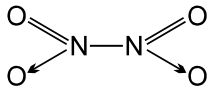
$$2NO_2 + H_2O \rightleftharpoons HNO_2 + HNO_3$$

(v) $2NO_2 \xleftrightarrow{-110^\circ C} N_2O_4$

लाल भूरी (अयुग्मीत इलेक्ट्रान) — रंगहीन (प्रतिचुम्बकीय)

NO_2 अणु अनुचुम्बकीय तथा V आकृति का होता है। लेकिन डाइनाइट्रोजन टेट्राऑक्साइड अणु प्रतिचुम्बकीय होता है तथा इसमें दीर्घ N – N बन्ध होते है जिससे इसकी संरचना कमजोर होती है।





Nitrogen dioxide Dinitrogen Tetraoxide

(e) नाइट्रोजन पेन्टाऑक्साइड या नाइट्रिक एनहाइड्राइड (N_2O_5) :

(i) इसे HNO_3 व P_2O_5 के निर्जलीकरण द्वारा बनाया जाता है।

$$2HNO_3 + P_2O_5 \longrightarrow 4NO_2 + O_2$$

(ii) यह एक सफेद क्रिस्टलीय ठोस है। लेकिन इसका NO_2 में आंशिक वियोजन होने के कारण यह पीला हो जाता है।

$$2N_2O_5 \longrightarrow 4NO_2 + O_2$$

(iii) यह नाइट्रिक अम्ल का एनहाइड्राइड है।

$$N_2O_5 + H_2O \longrightarrow 2HNO_3.$$

(iv) इस नाइट्रोनियम (NO_2^+) नाइट्रेट (NO_3^-) भी कहते है।

8.2.2 नाइट्रोजन के ऑक्सी अम्ल :

(1) नाइट्रस अम्ल : HNO_2

(2) नाइट्रिक अम्ल : HNO_3

(3) पर नाइट्रस अम्ल : HOONO

(4) पर नाइट्रिक अम्ल : HNO_4

(5) हाइपो नाइट्रस अम्ल : $H_2N_2O_2$.

इनमें से दो मुख्य है

(1) नाइट्रस अम्ल (HNO_2) :

(i) इसे ऐजो डाइ बनाने के लिये काम में लिया जाता है।

(ii) HNO_2 अत्याधिक अस्थायी होता है तथा केवल जलीय विलयन के रूप में ही रखता है।

(2) नाइट्रिक अम्ल (HNO_3) :

(i) साधारणतया एक्वा फोरटिस के नाम से जाना जाता है। इसका अर्थ प्रबल जल है। जब यह चमड़ी पर गिरता है तो हल्की जलन पैदा करता है।

(ii) HNO_3 में N का संकरण sp^2 होता है तथा इसकी आकृति त्रिकोणीय समतलीय होती है।

8.2.3 निर्माण :

A. ब्रिकलेन्ड व आइड प्रक्रम :

$$N_2 + O_2 \xleftrightarrow{\text{Electric Arc}} 2NO - 43.2 \text{ kcal}$$
(endothermic)

$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$$
$$2NO_2 + H_2O \longrightarrow HNO_2 + HNO_3$$
$$3HNO_2 \longrightarrow HNO_3 + H_2O + 2NO$$

B. ओस्टवाल्ड प्रक्रम :

$$4NH_3 + SO_2 \xrightarrow{Pt.} 4NO + 6H_2O$$
$$+ 21.5 \text{ kcal (उष्माक्षेपी)}$$
$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$$
$$4NO_2 + 2H_2O + O_2 \longrightarrow 4HNO_3$$

* H_2SO_4 के साथ निर्जलीकरण करने पर इसकी सांद्रता 98% तक बढ़ाई जा सकती है।

8.2.4 HNO_3 के गुण :

(i) यह पानी में अत्यधिक विलेय है : सान्द्र HNO_3 चमड़ी पर पीला निशान छोड़ता है। क्योंकि इसमें NO_2 उपस्थिति होती है।

सोने व प्लेटिनम पर क्रिया : यह धातुऐं गर्म व सान्द्र HNO_3 से भी क्रिया नहीं करती है। परन्तु यदि इन्हे अम्लराज (3 भाग सान्द्र HCl व 1 भाग सान्द्र HNO_3 का मिश्रण) में घोला जाये तो यह घुल जाती है।

$$3HCl + HNO_3 \longrightarrow NOCl + 2H_2O + 2[Cl]$$

$$Au + 3[Cl] \longrightarrow AuCl_3 \xrightarrow{HCl} HAuCl_4$$

(Aurochloric acid)

$$Pt + 4[Cl] \longrightarrow PtCl_4 \xrightarrow{2HCl} H_2PtCl_6.$$

(ii) **तांबे के साथ क्रिया** :

$$Cu + 4HNO_3 \text{ (conc.)} \longrightarrow Cu(NO_3) + 2NO_2 + 2H_2O$$

$$3Cu + 8HNO_3\text{(dil.)} \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

(iii) **जस्ते के साथ क्रिया** :

$$4Zn + 10HNO_3 \longrightarrow 4Zn(NO_3)_2 + N_2O + 5H_2O$$

$$4Zn + 10HNO_3 \text{ (dil.)} \longrightarrow 4Zn(NO_3)_2 + NH_4NH_3 + 3H_2O$$

(iv) **अधातुओं के साथ क्रिया** :

(a) $I + 10HNO_3 \longrightarrow HIO_3$(Iodic Acid) $+ 10NO_2 + 4H_2O$

(b) $C + 4HNO_3 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O + 4NO_2$

(c) $\frac{1}{8}S_8 + 6HNO_3\text{(conc.)} \longrightarrow H_2SO_4 + 6NO_2 + 2H_2O$

(d) $P_4 + 20HNO_3 \text{ (conc.)} \longrightarrow 4H_3PO_4 + 20NO_2 + 4H_2O$

8.2.5 भूरा वलय परीक्षण :

नाइट्रेटो का भूरा वलय परीक्षण Fe^{+2} की नाइट्रेटो की नाइट्रिक ऑक्साइड में अपचयन की क्षमता पर निर्भर करता है। जो कि Fe^{2+} के साथ क्रिया करके एक भूरे रंग का जटिल यौगिक बनाता है। इस परीक्षण में नाइट्रेट आयनों के जलीय विलयन में तनु फेरस सल्फेट विलयन मिलाया जाता है तथा सावधानी पूर्वक परखनली के किनारों से सान्द्र सल्फ्यूरिक अम्ल मिलाया जाता है। जिससे अलग अलग परते बन जाती है।

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

$$Fe^{+2} + NO \longrightarrow [Fe(H_2O)_5(NO)]^{+2} \text{ (Brown Ring)}$$

उपयोग : (a) विस्फोटकों जैसे T.N.T, पिक्रिक अम्ल, गन कोटन व डायनामाइट के निर्माण में।

(b) Ag व Au के शुद्धिकरण में।

8.3 परिवार के सदस्य

8.3.1 अमोनिया (NH_3) :

खोज : - बर्थेलोट (Berthelot) ने 1788 में बताया कि अमोनिया नाइट्रोजन और हाइड्रोजन का यौगिक है। 1800 में डेवी ने इसका सूत्र NH_3 दिया।

निर्माण : -

(i) कम मात्रा में अमोनिया, अमोनियन लवण को कॉस्टिक सोडा के साथ गर्म करके बनाई जाती है।

$$NH_4Cl + NaOH \rightarrow NH_3 + NaCl + H_2O$$

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

(बुझा हुआ चूना)

(ii) अमोनियम क्लोराइड को लिथार्ज (PbO) के साथ गर्म करने पर अमोनियम बनती है।

$$2NH_4Cl + PbO \rightarrow 2NH_3 + PbCl_2 + H_2O$$

(iii) नाइट्राइड की जल के साथ अभिक्रिया से, अमोनिया प्राप्त होती है

$$AlN + 3\ H_2O \rightarrow A(OH)_3 + NH_3$$

$$Mg_3N_2 + 6H_2O \rightarrow 3Mg(OH)_2 + 2NH_3$$

अमोनिया का निर्माण

हेबर विधि :

(i) सिद्धान्त: हेबर प्रक्रम अमोनिया बनाने की सबसे महत्वपूर्ण औद्योगिक विधि है यह प्रक्रम जर्मन रसायनज्ञ फ्रिन्ज हेबर (Fritz Haber) द्वारा खोजा गया। इस प्रक्रम में नाइट्रोजन और हाइड्रोजन निम्न अभिक्रिया के अनुसार क्रिया करते है

$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 + 24.0 \text{ kcal}$$

यह अभिक्रिया उत्क्रमणीय, ऊष्माक्षेपी है तथा NH_3 के बनने पर आयतन कम होता है। ली शातालिये सिद्धांत के अनुसार, अमोनिया की अधिक प्राप्ति के लिये निम्न परिस्थितियां होनी चाहिये :

(a) उच्च दाब : ज्यादातर 200 वायुमण्डलीय दाब लगाया जाता है।

(b) कम ताप : ताप 450–550°C रखा जाता है।

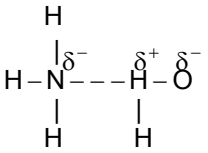
(c) उत्प्रेरक : कम ताप पर अमोनिया की प्राप्ति अधिक होती है। लेकिन अभिक्रिया बहुत धीमी गति से होती है। अभिक्रिया की गति बढाने के लिये उत्प्रेरक उपयोग में लेते हैं।

कच्चे पदार्थ : नाइट्रोजन और हाइड्रोजन महत्वपूर्ण कच्चे पदार्थ है। द्रव वायु के द्रवीकरण तथा भिन्नात्मक वाष्पीकरण के बाद नाइट्रोजन प्राप्त होती है। हाइड्रोजन जल के विद्युत अपघटन से प्राप्त होती है।

भौतिक गुण : (i) अमोनिया रंगहीन गैस है तथा इसकी pungent गंध है। यह आँखो में आँसु लाती है।

(ii) यह वायु में हल्की है।

(iii) यह जल में बहुत घुलनशील है। 0°C तथा 1 वायुमण्डलीय दाब पर जल का 1 आयतन 1300 आयतन अमोनिया को घोलता है। उच्च विलेयशीलता हाइड्रोजन बन्ध के कारण होती है।

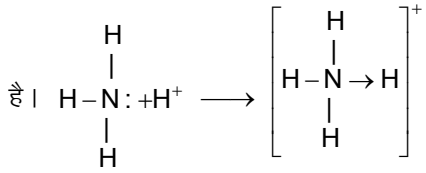


(iv) दाब बढ़ाने पर यह कमरे के ताप पर सरलता से द्रवित हो जाती है। द्रवित अमोनिया रंगहीन है तथा -33°C पर उबलती है। यह –78°C पर जमता है। द्रव अमोनिया की वाष्पीकरण ऊष्मा (327 cal/g.) बहुत अधिक होती हैं इसलिये इसे आइस प्लांट (ice-plants) के उपयोग में लेते है।

रासायनिक गुण : (i) स्थायित्व : यह उच्च स्थाई है। यह विद्युत स्पार्क से गुजरने पर नाइट्रोजन तथा हाइड्रोजन में वियोजित हो जाती है।

$$2NH_3 \rightleftharpoons N_2 + 3H_2$$

(i) क्षारीय प्रकृति: अमोनिया लुइस क्षार है क्योंकि यह प्रोटोन प्राप्त करके अमोनियम आयन बनाता है क्योंकि इसकी प्रकृति इलेक्ट्रॉन युग्म देने की होती है।



यह अम्ल के साथ लवण बनाती हैं ।

$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$ (अमोनियम क्लोराइड)

(सफेद धुआँ)

(iii) ऑक्सीकरण : (जब इसे गर्म CuO या PbO पर से गुजारा जाता है तो यह N_2 में ऑक्सीकृत हो जाता है।

$$3CuO + 2NH_3 \rightarrow 3Cu + N_2 + 3H_2O$$

$$3PbO + 2NH_3 \rightarrow 3Pb + N_2 + 3H_2O$$

दोनो क्लोरीन और ब्रोमीन अमोनिया का ऑक्सीकृत करती है।

$$2NH_3 + 3Cl_2 \rightarrow N_2 + 6\ HCl$$

$$6NH_3 + 6HCl \rightarrow 6\ NH_4\ Cl$$

$$8\ NH_3 + 3Cl_2 \rightarrow N_2 + 6NH_4Cl$$

(Exess)

जब क्लोरीन अधिक मात्रा में होती है तब एक विस्फोटक यौगिक नाइट्रोजन ट्राईक्लोराइड बनाती हैं।

$$NH_3 + 3Cl_2 \rightarrow NCl_3 + 3\ HCl$$

हाइपो क्लोराइट और हाइपोब्रोमाइट, अमोनिया को नाइट्रोजन में ऑक्सीकृत करते है।

$$2NH_3 + 3NaClO \rightarrow N_2 + 3NaCl + 3H_2O$$

गर्म करने पर ब्लीचिंग पाउड़र द्वारा अमोनिया का ऑक्सीकरण होती है।

$$3CaOCl_2 + 2NH_3 \rightarrow 3CaCl_2 + N_2 + 3NaCl + 3H_2O$$

अतः अमोनिया एक अपचायक की तरह व्यवहार करती है।

उपयोग : (i) द्रवित अमोनिया के वाष्पीकरण की ऊष्मा अधिक होने के कारण यह ठण्ड़ा करने के काम आती है।

(ii) अमोनिया, अमोनियम हाइड्रॉक्साइड (जलीय विलयन) के रूप में प्रयोगशाला में गुणात्मक और मात्राात्मक संश्लेषण के उपयोग में आती है।

(iii) कृत्रिम रेशम बनाने के काम आती है।

(iv) यह ग्रीस हटाने के काम आती है।

8.3.2 फास्फोरस :

(1) फास्फोरस का अधिकतम उपयोग माचिस उद्योग में होता है।

(2) सफेद फास्फोरस का उपयोग चूहे के जहर के रूप में होता है।

फास्फोरस के यौगिक :

(i) फास्फीन (PH_3) :

NH_3 व PH_3 के बीच तुलना :

NH_3 या ***PH_3*** के बीच तुलना

NH_3	***PH_3***
1. यह वायु से हल्की होती है।	1. यह वायु से भारी होती है।
2. यह विषैली नहीं है।	2. यह अत्याधिक विषैली है।
3. यह हाइड्रोजन बन्ध बनाती है।	3. यह हाइड्रोजन बन्ध नहीं बनाती है।
4. यह पानी में अत्यन्त घुलनशील है।	4. यह पानी में अल्प विलेय है।
5. जलीय विलयन क्षारीय होता है। लाल लिटमस ⟶ नीला	5. जलीय विलयन उदासीन होता है।
6. अमोनिया NH_4OH बनाती है जो स्थायी होता है।	6. PH_4OH अस्थायी है।
7. यह जटिल यौगिक बनाती है।	7. यह जटिल यौगिक नहीं बनाती है।

(ii) फास्फोरस के ऑक्साइड :

[A] फास्फोरस ट्राइ ऑक्साइड (P_2O_3) या (P_4O_6)

(i) ऑक्सीजन के साथ अभिक्रिया :

$$P_2O_3 + O_2 \longrightarrow P_2O_5$$

(ii) यह क्लोरीन के साथ स्वतः जलता है। :

$$P_4O_6 + 4Cl_2 \longrightarrow 2POCl_3 \text{ (फास्फोरिल क्लोराइड)} + 2PO_2Cl \text{ (मेटाफास्फोरिल क्लोराइड)}$$

(iii) जल के साथ अभिक्रिया :

$$P_4O_6 + 6H_2O \text{ (cold)} \longrightarrow 4H_3PO_3$$

(फास्फोरस अम्ल)

$$P_4O_6 + 6H_2O \text{ (Hot)} \longrightarrow 3H_3PO_4 + PH_3$$

(फास्फोरिक अम्ल)

[B] फास्फोरस पेन्टा ऑक्साइड (P_2O_5 or P_4O_{10})

(i) **निर्माण :** वायु की अधिकता में फास्फोरस को जलाने पर इसको बर्फ जैसे पाऊडर के रूप में इकठ्ठा किया जाता है। जिसे फास्फोरस के फूल के नाम से जाना जाता है।

$$P_4 + 5O_2(\text{Excess}) \longrightarrow P_4O_{10}.$$

(ii) **जल से अभिक्रिया** :

$$\underset{\text{फास्फोरस पेण्टऑक्साइड}}{P_4O_{10}} \xrightarrow{2H_2O} \underset{\text{मेटा फास्फोरिक अम्ल}}{4HPO_3}$$

$$\xrightarrow{2H_2O} \underset{\text{Phosphosphoric Acid}}{2H_4P_2O_7} \xrightarrow{2H_2O} \underset{\text{Ortho phosphoric Acid}}{4H_3PO_4}$$

[C] फास्फोरस के आक्सी अम्ल :

(a) फास्फोरस अम्ल (H_3PO_3) :

(b) फास्फोरिक अम्ल (H_3PO_4) :

(i) निर्माण :

प्रयोगशाला विधि **:**

$$P_4 + 20HNO_3 \xrightarrow{I_2} 4H_3PO_4 + 20NO_2 + 4H_2O.$$

(ii) उष्मा का प्रभाव :

$$\underset{\text{आर्थो फास्फोरिक अम्ल}}{2H_3PO_4} \xrightarrow{250^\circ C} \underset{\text{पायरो फास्फोरिक अम्ल}}{H_4P_2O_7} \xrightarrow{600^\circ C} \underset{\text{मेटाफास्फोरिक अम्ल}}{2HPO_3}$$

(c) पायरो फास्फोरिक अम्ल $H_4P_2O_7$:

(d) मेटा फास्फोरिक अम्ल (HPO_3) :

(i) यह पारदर्शी कांच की तरह का ठोस पदार्थ है। जिसे ग्लेशियल फास्फोरिक अम्ल भी कहते है।

[D] उर्वरक :

(1) उर्वरको का वर्गीकरण :

(a) Direct उर्वरक : वे उवर्रक जो पौधों द्वारा सीधे ही अवशोषित किये जाते है। Direct उर्वरक कहलाते है। ये निम्न प्रकार के होते है।

(i) नाइट्रोजन युक्त उर्वरक :

(a) ये नाइट्रोजन युक्त उर्वरक होते है। नाइट्रोजन का मुख्य कार्य है। :

(b) नाइट्रोजन के कारण पौधों का तीव्र विकास होता है।

(c) नाइट्रोजन प्रोटीन की मात्रा को बढ़ाता है।

(d) नाइट्रोजन पौधों को हरा रंग देता है।

(ii) मुख्य नाइट्रोजन युक्त उर्वरक :

(a) यूरिया $NH_2 - CO - NH_2$:

(b) केल्शियम साइनेमाइड $CaCN_2$:

(c) अमोनियम सल्फेट $(NH_4)_2 . SO_4$:

(iii) फास्फेट उर्वरक :

(a) यह फास्फोरस युक्त Direct उर्वरक है।

(b) फास्फोरस के मुख्य कार्य :

(1) यह जड़ों के निर्माण में सहयोग करता है।

(2) यह तीव्र विकास में सहयोग करता है।

(c) **फास्फेट उर्वरको के प्रकार** :

(1) चुने का सुपर फास्फेट $[Ca(H_2PO_4)_2 + CaSO_4]$

(2) ट्रिपल सुपर फास्फेट $3Ca(H_2PO_4)_2$.

(3) थामस स्लेग या फास्फेट स्लेग $CaSiO_3$.

(iv) पोटाश उर्वरक :

(a) यह पोटेशियम युक्त उर्वरक है।

(b) पोटेशियम के मुख्य कार्य :

(1) कार्बोहाइड्रेट के निर्माण में सहायक होता है।

(2) कीटाणुओं से लड़ने की प्रतिरोध शक्ति बढ़ता है।

(3) पौधों का संरचनात्मक विकास करता है।

(c) **पोटाश उर्वरकों के प्रकार** :

(1) K_2SO_4

(2) K_2CO_3 (लकड़ी की राख)

(3) KNO_3 (इन्डियन साल्ट पीटर)

(v) मिश्रित उर्वरक (N.P.K.) :

[नाइट्रोजन + फास्फोरस + पोटेशियम]