है।

5. मैंगनीज (Manganese), Z = 25, $1s^2\, 2s^2\, p^6\, 3s^2\, p^6\, d^5\, 4s^2$

मैंगनीज प्रकृति में तीसरा बहुतायत से पाया जाने वाला संक्रमण तत्व है। ऑक्साइड के रूप में पायरोलुसाइट (pyrolusite), MnO_2 इसका मुख्य खनिज है। 95% मैंगनीज धातु का उपयोग स्टील उद्योग में होता है। शुद्ध धातु $MnSO_4$ के जलीय विलयन के विद्युत विश्लेषण से प्राप्त किया जाता है लेकिन स्टील उद्योग हेतु आयरन अयस्क के साथ पायरोलुसाइट को मिश्रित कर कार्बन द्वारा अपचयित कर लिया जाता है।

इस तत्व के लिए +2 अवस्था सर्वाधिक स्थाई एवं अति सामान्य ऑक्सीकरण अवस्था है। +7 अवस्था में मैंगनीज प्रबल ऑक्सीकारक होता है जिसकी ऑक्सीकरण् क्षमता Cr(VI) से भी अधिक होती है। सात संयोजी इलेक्ट्रॉन ($d^5 s^2$) होने के कारण प्रथम संक्रमण श्रृंखला में मैंगनीज की सर्वाधिक ऑक्सीकरण अवस्थायें ज्ञात हैं। +2 तथा +7 के मध्य कुछ ऑक्सीकरण अवस्थायें ऐसी भी हैं जो अत्यधिक अस्थाई हैं तथा जिनका तेजी से अन्य अवस्थाओं में असमानुपात हो जाता है।

आर्वतसारणी में अपने पड़ौसियों की तुलना में Mn अधिक विद्युतधनीय तथा अधिक क्रियाशील है। उच्चताप पर यह लगभग सभी अधातुओं से क्रिया कर लेता है। उदाहरण के लिए 1200°C पर N_2 के साथ Mn_3N_2 तथा Cl_2 के साथ $MnCl_2$ बनाता है। उच्च ताप पर ऑक्सीजन के साथ Mn_3O_4 बनता है। यह जल से हाइड्रोजन निकालता है तथा तनु जलीय अम्लों पर तेजी से घुलकर Mn(II) यौगिकों का निर्माण करता है।

Mn(VII) प्रबल ऑक्सीकारक है। $KMnO_4$ इस अवस्था से अति सामान्य यौगिक है जो अम्लीय तथा क्षारीय माध्यम में भिन्न–भिन्न उत्पाद देता है :

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5e \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

$$MnO_4^- + 2H_2O + 3e \longrightarrow MnO_2 + 4OH^-$$

Mn(VI) के लिए मैंगनेट आयन, MnO_4^{2-} एकमात्र प्रतिनिधि है जो गहरे रंग का होता है। इसी प्रकार, +5 ऑक्सीकरण अवस्था भी अत्यधिक असामान्य है तथा $MnOCl_3$ इसका ज्ञात उदाहरण है। चतुर्अवस्था से भी बहुत अधिक यौगिक ज्ञात नहीं है। MnO_2 इस अवस्था से एक बहुपरिचित यौगिक है। +3 अवस्था से Mn_2O_3 तथा MnF_3 ज्ञात हैं। उच्च ताप पर पाया जाने वाला ऑक्साइड Mn_3O_4 वास्तव में Mn(II) तथा Mn(III) ऑक्साइडों का मिश्रण है : $Mn^{II}.OMn_2^{III}O_3$ विलयन में Mn(III) अस्थाई है तथा इसका निम्न प्रकार असमानुपातन हो जाता है :

$$2Mn^{3+} + 2H_2O \longrightarrow Mn^{2+} + MnO_2 + 4H^+$$

उपर्युक्त अस्थाई ऑक्सीकरण अवस्थाओं की तुलना में मैंगनीज की +2 ऑक्सीकरण अवस्था सर्वाधिक स्थाई तथा सामान्य ऑक्सीकरण अवस्था है। इस अवस्था के स्थायित्व का सम्बन्ध अर्धपूर्ण स्थाई विन्यास d^5 से जोड़ा जाता है। अधिकांश यौगिकों में पांचों इलेक्ट्रॉन अयुग्मित रहते हैं। संकुल भी उच्च चक्रण अवस्था में होते हैं–मात्र कुछ रसायनों तथा इसी प्रकार के अन्य यौगिक, जैसे $[Mn(CN)_6]^{4-}$ तथा $[Mn(CN)_5 NO]^{3-}$ ज्ञात हैं जिनमें निम्न चक्रण होता है, अर्थात् केवल एक अयुग्मित इलेक्ट्रॉन पाया जाता है। सभी उच्च चक्रण संकुल अत्यधिक स्थाई हैं तथा अत्यन्त शक्तिशाली ऑक्सीकारकों द्वारा ही उनका ऑक्सीकरण सम्भव है। इनमें $d-d$ इलेक्ट्रॉन स्थानान्तरण काफी कमजोर पाये जाते हैं जिसके कारण इनके रंग काफी हल्के होते हैं। उदाहरण के लिए $[Mn(H_2O)]^{2+}$ हलका गुलाबी है।

उच्च चक्रण यौगिकों की तुलना में निम्न चक्रण यौगिक अधिक क्रियाशील है तथा तेजी से ऑक्सीकृत हो जाते हैं, उदाहरण के लिए,

$$[Mn(CN)_6]^{4-} \xrightarrow{\text{वायु}} [Mn(CN)_6]^{3-}$$

Mn(II) के अधिकांश यौगिक अष्टफलकीय हैं। उदाहरणार्थ, $[Mn(NH_3)_6]^{2+}$ तथा EDTA, ऑक्सलेट, एथिलीनडाइऐमीन एवं थायोसायनेट के साथ बने संकुलों की ज्यामिति अष्टफलकीय होती है। मैंगनीज (II) के कुछ चतुष्फलकीय यौगिक भी हैं। हैलाइड इस ज्यामिति के अतिसामान्य उदाहरण हैं जो $[MnX_4]^{2-}$ यौगिकों का निर्माण करते हैं। ये चतुष्फलकीय यौगिक जल या अन्य दाता विलायक की उपस्थिति में अस्थाई हैं तथा अष्टफलकीय यौगिक बना देते हैं।

मैंगनीज में भी अन्तराकाशी यौगिक बनाने की प्रवृत्ति पाई जाती है। लेकिन इसकी त्रिज्या इतनी कम होती है कि अन्तराकाशों में कार्बन परमाणुओं के समावेश से संरचना में विकृति आ जाती है। इसके फलस्वरूप यह ऐसे बहुत सें जटिल संरचनाओं के कार्बाइड बनाता है जो तेजी से जलअपघटित हो जाते हैं। इसके Mn_2O_7, MnO_2, Mn_2O_3, Mn_3O_4 तथा MnO ऑक्साइड ज्ञात हैं। यह MnX_2 की प्रकार के हैलाइड बनाता है, यद्यपि MnF_3 तथा MnF_4 भी ज्ञात हैं।

6. आयरन (Iron), Z = 26 ($1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 3d^6 4s^2$)

धातुओं में सबसे अधिक मात्रा में इसका निर्माण एवं उपयोग होता है। इसका मुख्य खनिज हेमाटाइट (haematite) है। आयरन को इस ऑक्साइड अयस्क से कोक द्वारा अपचयन से वात्या (blast) भट्टी में बनाया जाता है।

शुद्ध धातु नरम होता है। यह चुम्बकीय क्षेत्र से अत्यधिक प्रभावित होता है। ऐसे धातुओं को इस आधार पर लौहचुम्बकीय (ferromagnetic) कहते हैं। इसके उच्च गलनांक व क्वथनांक होते हैं। इसके तीन ऑक्साइड FeO, Fe_2O_3 तथा Fe_3O_4 ज्ञात हैं। गर्म करने पर आयरन हैलोजेनों से सीधे संयुक्त होता है। इसके त्रिसंयोजकीय व द्विसंयोजकीय हेलाइड (FeX_3 तथा FeX_2) बनाये जा चुके हैं।

प्रथम संक्रमण श्रृंखला में जब हम आयरन तक पहुंचते हैं तो इसके कुछ $3d$ इलेक्ट्रॉन क्रोड (core) का भाग बन चुके होते हैं जिसके कारण सभी d इलेक्ट्रॉन बंधन में भाग नहीं लेते हैं। यही कारण है कि यह +8 ऑक्सीकरण अवस्था प्रदर्शित नहीं करता है। आयरन की +6 अधिकतम ऑक्सीकरण अवस्था है। अपने पूर्ववर्ती तत्वों (Cr व Mn) की भांति इस ऑक्सीकरण अवस्था से यह ऑक्सीऋणायन फैरेट, FeO_4^{2-} बनाता है जो क्षारीय माध्यम में स्थाई है; जल तथा अम्लीय माध्यम में यह ऑक्सीजन निकालते हुए अपचयित हो जाता है। यह चतुष्फलकीय एवं MnO_4^- से भी प्रबल ऑक्सीकारक है। +5 अवस्था से भी यह ऐसा ही आयन, $[FeO_4]^{3-}$ बनाता है। आयरन की +4 अवस्था दुर्लभ है लेकिन +3 व +2 अवस्था अत्यधिक सामान्य एवं स्थाई हैं।

विलयन में III व II अवस्थाओं के आपेक्षिक स्थायित्व में काफी अन्तर पाया जाता है तथा यह लिगण्ड की प्रकृति पर निर्भर करता है। चूंकि Fe(III) का d^5 तथा Fe(II) का d^6 विन्यास होता है, क्रिस्टल फील्ड स्थायीकरण ऊर्जा का इनके संकुलों के स्थायित्व समझाने में महत्वपूर्ण भूमिका होती है। जलीय विलयन में फैरिक आयन की जलअपघटित होने की अत्यधिक प्रवृत्ति पाई जाती है। हल्का पीला $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$ आयन प्रबल अम्लीय माध्यम में ही पाया जाता है। अम्लीयता कम होने पर H_2O अणु OH^- द्वारा विस्थापित होने लगते हैं :

$$[Fe(H_2O)_6]^{3+} + H_2O \rightleftharpoons [Fe(H_2O)_5OH]^{2+} + H_3O^+$$

$$[Fe(H_2O)_5OH]^{2+} + H_2O \rightleftharpoons [Fe(H_2O)_4(OH)_2]^{+} + H_3O^+$$

उपर्युक्त प्रकार के साम्य 2 से 3 pH तक पाये जाते हैं– अधिक pH पर सेतु संकुल (bridge complex) बनते हैं जिनकी कोलाइडी प्रवृत्ति होती है। और अधिक pH बढ़ाने पर $Fe(OH)_3$ अवक्षेपित होते हैं जो वास्तव में जलयोजित ऑक्साइड हैं।

Fe(III) बहुत से उपसहसंयोजन यौगिक बनाता है जिनकी सामान्यतः अष्टफलकीय संरचना होती है। यह थायोसायनेट आयनों के साथ गहरे लाल रंग का संकुल बनाता है जिसकी सहायता से आयरन की बहुत कम मात्रा में उपस्थिति की जांच की जा सकती है। यह $KFe[Fe(CN)_6]$ के साथ गहरे नीले रंग का यौगिक बनाता है जो भी विलयन में Fe^{3+} आयन की पहिचान में सहायक होता है :

$$Fe^{3+} + CNS^- \longrightarrow [FeCNS]^{2+}$$

$$Fe^{3+} + K_4[Fe(CN)_6] \longrightarrow KFe[Fe(CN)_6]$$

प्रुशियन नील (Prussian Blue)

अधिकांश संकुल उच्च चक्रण प्रकार के होते हैं। चक्रण का युग्मन CN^- इत्यादि प्रबल लिगण्डों द्वारा ही सम्भव हो पाता है। फैरस आयरन भी बहुत से संकुलों का निर्माण करता है। इसका $[Fe(H_2O)_6]^{2+}$ आयन हरे रंग का होता है जो अम्लीय माध्यम में धीमी गति से तथा क्षारीय माध्यम में तेजी से आक्सीकृत हो जाता है। फैरस आयरन का सर्वाधिक महत्वपूर्ण संकुल हीम है जो रक्त (हीमोग्लोबिन) में पाया जाता है। प्राकृतिक उत्पादों में फैरीडॉक्सिन (ferrodoxin) है जिसमें Fe तथा S पाये जाते हैं। चक्रीय यौगिकों में फैरोसीन (ferrocene) का महत्वपूर्ण स्थान है। यह इस श्रेणी का पहला यौगिक बनाया गया था। यह द्विक लवण भी बनाता है। मोर लवण (Mohr's salt) $(NH_4)_2SO_4.FeSO_4.6H_2O$ काफी उपयोगी है क्योंकि यह शुद्ध अवस्था में प्राप्त किया जा सकता है तथा सामान्य परिस्थितियों में पूर्णतः स्थाई है। इस कारण से इसका उपयोग मात्रात्मक विश्लेषण में किया जाता है। आयरन की निम्नतर अवस्था बहुत कम यौगिकों में देखने को मिलती है जिनमें कार्बोनिल प्रमुख हैं।

7. कोबाल्ट (cobalt), Z = 27, ($1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ d^7\ 4s^2$)

कोबाल्ट मुख्यतः आर्सेनाइड तथा सल्फाइड रूप में पाया जाता है। इसके मुख्य अयस्क स्माल्टाइट (smaltite), $CoAs_2$, कोबाल्टाइट या कोबाल्ट ग्लान्स (cobaltite or cobalt glance), CoAsS तथा लिनीआइट (linnaeite), Co_3S_4 हैं। अयस्क के भर्जन से वाष्पशील अशुद्धियाँ तथा गैंग को स्लैग के रूप में निकाल दिया जाता है। प्राप्त ऑक्साइड से उपस्थित अशुद्धियाँ हटाने के लिए इसे H_2SO_4 में विलेय कर $Co(OH)_3$ अवक्षेपित कर लेते हैं। इसे गर्म करने से ऑक्साइड प्राप्त होता है जिसके चारकोल द्वारा अपचयन से Co धातु प्राप्त कर लेते हैं।

यह चमकदार तथा नीली आभायुक्त चांदी के समान सफेद धातु है। ऊष्मीय न्यूट्रॉनों की बमबारी से प्रकृति में पाये जाने वाला ^{59}Co न्यूक्लाइड अपने रेडियोसक्रिय समनाभिक ^{60}Co में परिवर्तित हो जाता है जो दुर्दम वृद्धि (malignant growth) के इलाज में काम में लिया जाता है। इसके गलनांक तथा क्वथनांक आयरन की तुलना में कम होते हैं।

आयरन की तुलना में कोबाल्ट कम क्रियाशील है। यह वायुमण्डलीय ऑक्सीजन से अभिक्रिया नहीं करता लेकिन गर्म किये जाने पर यह Co_3O_4 में ऑक्सीकृत हो जाता है; 9000°C से अधिक तापक्रम पर CoO बनता है। गर्म–तप्त धातु पर जल भाप की अभिक्रिया से भी CoO बनता है। गर्म करने पर यह हैलोजेन तथा B, C, P, As तथा S आदि **अधातुओं** से अभिक्रिया करता है लेकिन H_2 तथा N_2 के प्रति अक्रिय रहता है। ट्राइहैलाइडों में केवल CoF_3 ज्ञात हैं जो प्रबल ऑक्सीकारक एवं फ्लुओरीनीकारक अभिकर्मक है। तनु खनिज अम्लों में धीरे–धीरे विलेय होकर यह Co(II) लवण बनाता है।

कोबाल्ट भी यद्यपि परिवर्ती ऑक्सीकरण अवस्थायें प्रदर्शित करता हैं लेकिन क्रॉस संक्रमण श्रृंखला में पहली बार ऑक्सीकरण अवस्थाओं का क्षेत्र (range) यहां से छोटा होने लगता है। यह बढ़ते हुए नाभिकीय आवेश के कारण 3*d* इलेक्ट्रॉनों पर बढ़ते हुए आकर्षण का प्रभाव है जिससे ये इलेक्ट्रॉन अक्रियता को प्राप्त होते हैं। यही करण है कि Co की अधिकतम ऑक्सीकरण अवस्था +5 है; वास्तव में इसकी +4 तथा +5 अवस्था से बहुत कम यौगिक ज्ञात हैं। +2 व +3 सर्वसाधारण ऑक्सीकरण अवस्थायें हैं। संकुल कारकों की उपस्थिति तथा अम्लीय माध्यम में Co(III) का जलीय विलयन अधिक स्थाई होता है। शेष सभी परिस्थितियों से Co(II) का स्थायित्व अधिक पाया जाता है क्योंकि जलयोजित Co(III) प्रबल ऑक्सीकारक है तथा यह जल को ऑक्सीजन में ऑक्सीकृत कर देता है।

Co(III) अत्यधिक संख्या में अष्टफलकीय उपसहसंयोजन यौगिक बनाता है। इनमें से अधिकांश यौगिक, विशेषकर वे जो N परमाणु द्वारा बंधित हैं, प्रतिचुम्बकीय हैं। $[CoF_6]^{3-}$ प्रकार के संकुल, जिनमें लिगन्ड दुर्बल फील्ड लगाते हैं, अनुचुम्बकीय होते हैं। Co(II) के संकुलों में केन्द्रीय आयन की समन्वय संख्या 6, 5, तथा 4 होती हैं। $[Co(H_2O)_6]^{2+}$, $[Co(NH_3)_6]^{2+}$ तथा ऐसे बहुत से यौगिक अष्टफलकीय हैं। $[Co(CN)_5]^{3-}$ पीले रंग का वर्गाकार पिरेमिड पाया जाता है। चार समन्वय संख्या के भी बहुत से संकुल ज्ञात हैं जिनकी दोनों प्रकार की संरचनाएँ, चतुष्फलकीय एवं वर्गाकार समतलीय पाई जाती है। उदारहणार्थ, $[CoCl_4]^{2-}$ चतुष्फलकीय है। कुछ कीलेटी लिगण्ड वर्गाकार ज्यामिति के संकुल बनाते हैं। उदाहरण के लिए, डाइमेथिलग्लाईऑक्साइम का Co(II) संकुल वर्गाकार होता है।

8. निकल (Nickel), Z = 28, ($1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ d^8\ 4s^2$)

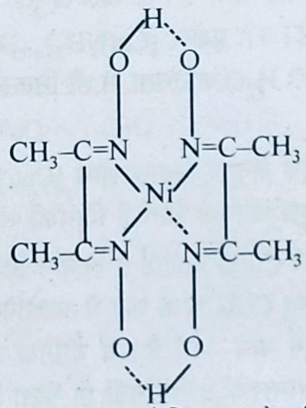
निकल के मुख्यतः दो प्रकार के अयस्क होते हैं। ऑक्साइड/सिलिकेट रूप में निकल गार्निऐराइट (garnierite), $(Ni, Mg)_6Si_4O_{10}(OH)_8$ तथा लिमोनाइट (Limonite), (Fe, Ni)O (OH).nH_2O में पाया जाता है। पैन्ट्लैन्डाइड (pentlandite), $(Ni, Fe)_9S_8$ सल्फाइड अयस्क हैं। सल्फाइड अयस्क का सान्द्रण कर भर्जन द्वारा उसे NiO में परिवर्तित कर लेते हैं तथा कार्बन द्वारा अपचयन से निकल प्राप्त कर लिया जाता है। अशुद्ध निकल को मॉन्ड प्रक्रम द्वारा शुद्ध किया जाता है जिसमें धातु की 50°C पर CO के साथ अभिक्रिया द्वारा वाष्पशील $Ni(CO)_4$ बना लिया जाता है। यह कार्बोनिल 230°C पर वापिस Ni में अपघटित हो जाता है।

आवर्त में यहां से घनत्व तथा गलनांक कम होना आरम्भ हो जाते हैं। अतः निकल में ये गुण कोबाल्ट की तुलना में कम हो तो हैं। **यह धातु क्रियाशील नहीं है। गर्म करने पर यह B, Si, P, S** तथा हैलोजनों के साथ अभिक्रिया करता है, यद्यपि इसकी **F_2 के साथ अभिक्रिया** अन्य धातुओं की तुलना में धीमे होती

है। ऑक्सीजन के साथ NiO तथा हैलोजनों के साथ NiX_2 बनाता है। तनु खनिज अम्लों में यह धीरे-धीरे विलेय हो जाता है–तनु HNO_3 में अपेक्षाकृत अधिक तेजी से विलेय होता है, शुष्क हाइड्रोजन हेलाइडों में लगभग अक्रिय रहता है तथा सान्द्र HNO_3 में निष्क्रिय हो जाता है। जलीय कास्टिक क्षारों (caustic alkali) के साथ अभिक्रिया का यह प्रतिरोधी पाया जाता है यह आण्विक हाइड्रोजन को विलेय कर लेता है।

प्रथम संक्रमण श्रृंखला में Ni का रसायन सबसे सरल है। इसकी मात्र +2 ऑक्सीकरण अवस्था महत्वपूर्ण है। इस अवस्था में इसका विन्यास d^8 होता है। यह मुख्यतः समतलीय वर्गाकार संकुल बनाता है, यद्यपि इसके चतुष्फलकीय (हैलाइडों के साथ) तथा अष्टफलकीय यौगिक भी ज्ञात हैं। $NiCl_2$ + KCl के फ्लुओरीनीकरण से K_2NiF_6 बनाता है जो प्रबल ऑक्सीकारक है। Ni(II) के अतिरिक्त अन्य ऑक्सीकरण अवस्थाओं का स्थायित्व नगण्य होने के कारण Ni(II) यौगिकों में ऑक्सीकृत या अपचयित होने की प्रवृत्ति भी नगण्य पाई जाती है। जलीय विलयन में $[Ni(H_2O)_6]^{2+}$ आयन पाया जाता है।

$[Ni(CN)_4]^{2-}$ तथा बिस (डाइमेथिलग्लायोक्सीमेटो) निकल(II) संकुल, जो इस धातु के भारात्मक आकलन में उपयोगी है (चित्र 1.4), की संरचनायें वर्गाकार समतलीय होती हैं। ये यौगिक प्रतिचुम्बकीय होते हैं तथा इनका रंग लाल से पीला होता है जबकि अष्टफलकीय तथा चतुष्फलकीय यौगिक दो अयुग्मित इलेक्ट्रॉनों के साथ अनुचुम्बकीय होते हैं तथा सामान्यतः हरे से नीले रंग के होते हैं।



चित्र 1.4. बिस (डाइमेथिलग्लायोक्सीमेटो) निकल(II) संकुल की संरचना

$[NiCl_4]^{2-}$ प्रकार के यौगिक चतुष्फलकीय हैं। Ni(II) के कुछ 5-उपसहसंयोजित संकुल भी ज्ञात हैं जिनकी वर्गाकार पिरेमिड या त्रिभुजीय द्विपिरेमिड संरचना पाई जाती हैं।

9. कॉपर (copper), Z = 29 ($1s^2\ 2s^2\ p^6\ 3s^2\ p^6\ d^{10}\ 4s^1$)

कॉपर मुख्यतः सल्फाइड अयस्कों से निष्कर्षित किया जाता है। कॉपर पायराइट (कैल्कोपायराइट, chalcopyrite), $CuFeS_2$ तथा कॉपर ग्लान्स (कैल्कोसाइट, chalcocite), Cu_2S इसके मुख्य अयस्क हैं। धातु के निष्कषर्ण में सान्द्रण के पश्चात् भर्जन द्वारा अयस्क को ऑक्साइड में परिवर्तित कर लिया जाता है। धातु में अपचयन के पश्चात् विद्युत अपघटन द्वारा परिशोधन कर लिया जाता है।

यह लाल भूरे रग की धातु है जो ऊष्मा तथा विद्युत का बहुत अच्छा सुचालक है। आवर्त में घनत्व तथा गलनांक घटने का जो क्रम पूर्ववर्ती तत्वों से आरम्भ हुआ था वह यहां भी जारी रहता है, अर्थात् कॉपर के लिए ये गुण पूर्ववर्ती तत्व निकल से कम हैं। यह मुलायम तथा अत्यधिक तन्य (ductile) तथा आघातवर्ध्य (melleable) है।

कॉपर के दो ऑक्साइड Cu_2O (पीला या लाल) तथा CuO (काला) बनते हैं जिन्हें कॉपर को वायु या ऑक्सीजन में गर्म करके बनाया जा सकता है– Cu_2O उच्चतर तापक्रम पर बनता है। हेलाइडों में CuF तथा CuI_2 अस्थाई हैं–शेष सभी CuX_2 तथा CuX प्रकार के हेलाइड ज्ञात हैं।

कॉपर आसानी से $4s^1$ इलेक्ट्रॉन खोकर स्थाई विन्यास $3d^{10}$ प्राप्त कर लेता है। प्रथम तथा द्वितीय आयनन ऊर्जा में अधिक अन्तर न होने के कारण +2 अवस्था भी स्थाई है लेकिन और अधिक इलेक्ट्रॉन निकालने के लिए बहुत अधिक ऊर्जा का व्यय करना होता है अतः उच्चतर ऑक्सीकरण अवस्थायें अस्थाई हैं। इस प्रकार हम देखते हैं कि यह तत्व भी अन्य संक्रमण तत्वों की भांति परिवर्ती ऑक्सीकरण अवस्थायें प्रदर्शित तो करता है लेकिन श्रृंखला के अन्त में आते–आते इनका परिसर बहुत छोटा हो जाता है।

जलीय विलयन में + 2 अवस्था मुख्य आक्सीकरण अवस्था है तथा एक अयुग्मित इलेक्ट्रॉन के साथ यौगिक अनुचुम्बकीय होते हैं। जलीय विलयन में आयन को सूत्र $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$ द्वारा प्रदर्शित किया जा सकता है यद्यपि Cu^{2+} से सभी जल अणु समान दूरी नहीं होते हैं– 4 लिगन्ड वर्गाकार होते हैं तथा दो जल अणु लम्बवत् अधिक दूरी पर स्थित होते हैं। संरचना में ऐसी विकृति Cu(II) यौगिकों के लिए सामान्यतः पाई जाती है। छः जल अणुओं में से चार अणुओं का अन्य लिगन्डों द्वारा आसानी से प्रतिस्थापन हो जाता है। इस प्रकार $[Cu(NH_3)_4(H_2O)_2]^{2+}$, $[Cu(H_2O)_2 en_2]^{2+}$ आसानी से बनाये जा सकते हैं लेकिन सभी H_2O कठिनता से ही निकल पाते हैं। ये द्विऐक्वा संकुल सामान्यतः गहरे नीले रंग के होते हैं।

हैलाइड संकुल, उदाहरणार्थ $[CuCl_4]^{2-}$, विकृत चतुष्फलकीय होते है कॉपर के 5 समन्वय संख्या वाले भी कुछ यौगिक ज्ञात हैं जिनकी संरचना वर्गाकार पिरैमिड या त्रिभुजीय द्विपिरेमिड होती है।

जल में Cu(I) अस्थाई हैं लेकिन ठोस अवस्था में स्थाई है। यही कारण है कि कॉपर को भारात्मक विश्लेषण हेतु CuSCN के रूप में अवक्षेपित किया जाता है। इसी प्रकार Cu^+ के आयोडाइड व क्लोराइड ठोस रूप में पाये जाते हैं। ये यौगिक सफेद होते हैं क्योंकि d^{10} विन्यास के कारण इलेक्ट्रॉनों का $d-d$ स्थानान्तरण सम्भव नहीं हो पाता है।