

ქრისტინე გიორგაძე, ნოდარ ლეკიშვილი

ზოგადი და არაორგანული ქიმია

ნაწილი მეორე

(ქიმიური ელემენტები)



ქრისტინე გიორგაძე, ნოდარ ლეკიშვილი

ზოგადი და არაორგანული ქიმია

ნაწილი მეორე

(ქიმიური ელემენტები)

თბილისი 2010

შინაარსი

წინასიტყვაობა	4
შესავალი	5
პირველი თავი. წყალბადი	6
მეორე თავი. პერიოდული სისტემის VII ჯგუფის p-ელემენტების (ჰალოგენების) ზოგადი დახასიათება	12
2.1. ფთორი	14
2.2. ქლორი	17
2.3. ბრომის ქვეჯგუფის ელემენტები	23
მესამე თავი. პერიოდული სისტემის VI ჯგუფის p-ელემენტების ზოგადი დახასიათება	28
3.1. ჟანგბადი	30
3.2. ოზონი. ოზონის აღნაგობის სპეციფიკა, თვისებები	35
3.3. წყალბადის პეროქსიდი	36
3.4. გოგირდი	37
3.5. სელენის ქვეჯგუფის ელემენტები	48
მეოთხე თავი. პერიოდული სისტემის V ჯგუფის p-ელემენტები აზოტი	52
4.1. ფოსფორი	68
4.2. დარიშხანის ქვეჯგუფი	74
მეხუთე თავი. პერიოდული სისტემის IV ჯგუფის p-ელემენტები ნახშირბადი	79
5.1. სილიციუმი	90
5.2. გერმანიუმის ქვეჯგუფი	96
მექვსე თავი. პერიოდული სისტემის III ჯგუფის p-ელემენტები	102
6.1. ბორი	103
6.2. ალუმინი	106
მეშვიდე თავი. პერიოდული სისტემის II ჯგუფის s-ელემენტები	111
7.1. ბერილიუმი	111
7.2. მაგნიუმი	113
7.3. კალციუმის ქვეჯგუფი	114
მერვე თავი. პერიოდული სისტემის I ჯგუფის s-ელემენტები. ტუტე მეტალები	117
მეცხრე თავი. პერიოდული სისტემის VIII ჯგუფის s- და p-ელემენტები კეთილშობილი აირები	122
მეათე თავი. გარდამავალი მეტალების ზოგადი დახასიათება	127
მეთერთმეტე თავი. ტიტანი	131
მეთორმეტე თავი. ქრომი	134
მეცამეტე თავი. მანგანუმი	140
მეთოთხმეტე თავი. რკინა	146
მეთხუთმეტე თავი. კობალტი	153
მეთექვსმეტე თავი. ნიკელი	158
მეჩვიდმეტე თავი. პლატინის მეტალები	162
მეთვრამეტე თავი. პერიოდული სისტემის I ჯგუფის d-მეტალები	168
18.1. სპილენძი	170
18.2. ვერცხლი	175
18.3. ოქრო	177
მეცხრამეტე თავი. პერიოდული სისტემის II ჯგუფის d-მეტალები თუთია, კადმიუმი, ვერცხლისწყალი	181
მეოცე თავი. f-ელემენტები. ლანთანიდები	184
აქტინიდები	188
ლიტერატურა	190
დანართი	191

წინასიტყვაობა

სასწავლო პროგრამის ახალი კონცეფციის მიხედვით, არაორგანული ქიმიის სწავლება თეორიული საკითხებისადმი გამარტივებული მეთოდით მიდგომას, შესაბამისი ამოცანის დასმის, შედეგების ინტერპრეტაციის და პრაქტიკული საკითხების შესწავლისას მათი გამოყენების უნარ-ჩვევების უკეთ გამომუშავებას ითვალისწინებს. ელემენტების ქიმიის სწავლება ისე არის აგებული, რომ აქცენტები უპირატესად გადატანილია შესაბამისი ზოგადი კანონზომიერებების შემეცნებაზე, უმნიშვნელოვანეს ნივთიერებათა მიღების ძირითად, თანამედროვე ტექნოლოგიების შესწავლაზე, ნაერთთა გარკვეული ტიპების და კლასების სპეციფიკური და ზოგადი თვისებების შედარებითი ინტერპრეტაციის მეთოდზე თანამედროვე ტექნოლოგიებში მათი გამოყენების შესაძლებლობის ჩვენებით, დარგის პერსპექტიული განვითარების ხედვის უნარ-ჩვევების გამომუშავებაზე. ელემენტების ქიმიის სწავლება აგებულია სასკოლო სწავლებიდან უმაღლეს სკოლაში სწავლების უწყვეტობა-ინოვაციის შერწყმის პრინციპით: ტიპური არამეტალების ქიმია → გარდამავალი ელემენტების ქიმია → ტიპური მეტალების ქიმია.

საპროგრამო მასალა მთლიანად შეესაბამება აშშ და ევროპის უნივერსიტეტებში გამოყენებულ ცნობილ მეცნიერთა მიერ შექმნილ სახელმძღვანელოებს.

თეორიული საკითხების შესწავლისას გათვალისწინებულია ფიზიკის და უმაღლესი მათემატიკის შესაბამისი წინმსწრები საკითხების ცოდნის აუცილებლობა.

პროფესორი ნოდარ ლეკიშვილი

შესავალი

არაორგანული ქიმია ფუძემდებლური დისციპლინაა. მასზეა დაფუძნებული ქიმიის სხვა დარგები და მისი განვითარება მნიშვნელოვნად განსაზღვრავს ამ უკანასკნელთა პროგრესს. მათემატიკასთან შედარებით, ქიმია უფრო კონსერვატიული დარგი აღმოჩნდა. ის ჩამოყალიბდა გაცილებით ადრე, თუმცა მისი, როგორც ცალკე დარგის ჩამოყალიბება, ფაქტიურად XIX საუკუნეში მოხდა. ამ პროცესს წინ უსწრებდა მთელი რიგი საინტერესო აღმოჩენები, რამაც სერიოზული ფუნდამენტი მოამზადა თანამედროვე ქიმიის და კერძოდ, არაორგანული ქიმიის ჩამოყალიბებისთვის. თავდაპირველად ვითარდებოდა ქიმიის ის მიმართულებები, რომელიც კაცობრიობის ცივილიზაციის გარიჟრაჟიდან მოყოლებული დღემდე ერთ-ერთ პრიორიტეტულ მიმართულებად ითვლება: მაღალტემპერატურული ქიმია (მეტალურგია), სამედიცინო, კოსმეტიკური ქიმია და საკვების ქიმია, თუმცა ამ დარგების განვითარება უფრო ემპირიულ ხასიათს ატარებდა და სერიოზულ მეცნიერულ საფუძვლებს მოკლებული იყო. საინტერესოა, რომ ქართველებს ამ დარგების განვითარებაში ღირსეული წვლილი აქვთ შეტანილი (ხალიბური ფოლადის დამზადება, ღვინის წარმოების ტრადიციები და სხვ.). ქიმიის განვითარების წარმატებულ ეტაპებად შეიძლება განვიხილოთ ეგვიპტელების მიერ პიგმენტების და ბუნებრივი ნივთიერებების ბაზაზე უნიკალური საღებრების შექმნა, რომელთაც დროს გაუძლეს, გალების მიერ საპნის, ჩინელების მიერ დენტის დამზადება, მადნებიდან ოქროს გამოყოფის მეთოდების შემუშავება, პარაცელსუსის გამოკვლევები ქიმიური ელემენტების ბიოაქტიურობის და სამკურნალო ღირებულების დადგენის მიმართულებით, მოგვიანებით ველერის ორი დიდი აღმოჩენა (დიციანის და შარდოვანას სინთეზი), რამაც გარდამტეხი როლი შეასრულა ქიმიის სწრაფი ტემპებით განვითარებაში. განსაკუთრებულ აღმოჩენებს მიეკუთვნება რადიოაქტიურობის აღმოჩენა, რამაც დიდი როლი შეასრულა ფუნდამენტური ქიმიის განვითარებაში.

არაორგანული ქიმიის სრულიად ახალ, პრინციპულ ეტაპს წარმოადგენდა არაორგანული კლასების – ტუტეების, მინერალური მჟავების და მარილების წარმოების ტექნოლოგიების შექმნა, რამაც ფასდაუდებელი როლი შეასრულა ტექნიკური პროგრესის განვითარებაში. ქიმიის განვითარების გზაზე ნახტომისებრ ეტაპს წარმოადგენს სრულიად თანამედროვე, ავანგარდული (ბირთვული, ნანო-, ფენტო) ტექნოლოგიების შემუშავება სხვადასხვა არაორგანული ნივთიერებების ბაზაზე, ახალი ტიპის მაღალეფექტური მეტალკომპლექსური ჰომოგენური კატალიზატორების, ხელმისაწვდომ ტემპერატურულ რეჟიმში მომუშავე არაორგანული და ორგანულ-არაორგანული ზეგამტარების, მაღალეფექტური ბიოსამედიცინო პრეპარატების, ფულერენის ნაწარმების და სხვა მნიშვნელოვანი ნაერთებისა და მასალების შექმნა. არაორგანულ ქიმიაში ფუნდამენტური ცოდნის დაუფლება საშუალებას მოგვცემს თავად შევიტანოთ ღირსეული წვლილი მის განვითარებაში, ხელი შევუწყოთ კაცობრიობის ცოდნის საგანძურის გამდიდრებას და ადამიანის მუდმივად მზარდი მოთხოვნილებების დაკმაყოფილებას. ყოველივე ეს მოამზადებს ჩვენი პლანეტის მოსახლეობას სათანადო ცოდნით შეიარაღებული შესვდეს იმ პრობლემებს, რაც მოსალოდნელი სანედლეულო ბაზის შემცირებით, ენერგეტიკული კრიზისით და ეკოლოგიური კატასტროფით იქნება განპირობებული.

როგორც ზოგადი ქიმიის შესავალში აღვნიშნეთ, არაორგანული ქიმიის განვითარებამ არსებითად განაპირობა ქიმიის მომიჯნავე ახალი დარგების ჩამოყალიბება. შეიქმნა და წარმატებით ვითარდება ისეთი დარგები, როგორებიცაა გეოქიმია, ჰიდროქიმია, ეკოქიმია, რადიოქიმია, ნანოქიმია, კოსმოქიმია და სხვა. ამ დარგების განვითარებით ადამიანს უფრო მეტი შესაძლებლობები მიეცა, კიდევ უფრო ღრმად ჩაწვდომოდა ბუნების ამოუცნობ მრავალ საიდუმლოებას და ხელი შეუწყო ტექნიკური პროგრესის არნახულ, მაღალ დონეს.

პირველი თავი

წყალბადი

წყალბადი პერიოდული სისტემის პირველი ელემენტია. ის აღმოაჩინა ჰენრი კავენდიშმა 1766 წელს. სხვა ელემენტებთან შედარებით მის ატომს ყველაზე მარტივი აღნაგობა აქვს – შედგება ბირთვისა და მის გარშემო მოძრავი ერთადერთი ელექტრონისაგან. მისი ელექტრონული კონფიგურაციაა $1s^1$. მისი ერთადერთი ელექტრონი, ყველა სხვა ელემენტისაგან განსხვავებით, იმყოფება მხოლოდ ბირთვის უშუალო მოქმედების სფეროში, რადგან მის ატომში არ არსებობს სხვა ელექტრონი. ამ ელექტრონის დაკარგვისას ის წარმოქმნის უმარტივეს ნაწილაკს, პროტონს.

რა თქმა უნდა, ატომის მარტივი აღნაგობა არ ნიშნავს წყალბადის ქიმიის სიმარტივეს. მას ახასიათებს ბევრი საინტერესო თვისება, რომლებიც მნიშვნელოვნად განსხვავდება ყველა დანარჩენი ელემენტების თვისებისაგან.

სწორედ ატომის აღნაგობის სპეციფიკიდან გამომდინარე, არ ხერხდება პერიოდული სისტემაში მისი მოთავსების ცალსახა გადაწყვეტა. მისი ატომის სავალენტო ელექტრონების რიცხვიდან გამომდინარე, ის მოთავსებული უნდა იყოს პერიოდული სისტემის I ჯგუფში ტუტე მეტალებთან ერთად, რაც გარკვეულად შეიძლება გამართლდეს წყალბადის და ტუტე მეტალების სპექტრების მსგავსებით. გარდა ამისა, ტუტე მეტალების მსგავსად, ხსნარებში წყალბადი იონიზირდება მდგომარეობაშია. მაგრამ H^+ (პროტონი) სრულიად განსხვავდება ტუტე მეტალების იონებისაგან. ამასთან, წყალბადის ატომის იონიზაციის ენერგია გაცილებით აღემატება ტუტე მეტალების ატომთა იონიზაციის ენერგიას.

თუ გავითვალისწინებთ იმას, რომ გარე შრის შესავსებად წყალბადის ატომს, ჰალოგენების მსგავსად, ერთი ელექტრონი აკლია, ის შეიძლება მოთავსდეს ჰალოგენებთან ერთად VII ჯგუფში. ჰალოგენებს წყალბადი იონიზაციის მაღალი ენერგიითაც ჰგავს.

აქედან გამომდინარე, ცხადია, რომ წყალბადი არის განსაკუთრებული ელემენტი და მისი მოთავსება ზემოთ აღნიშნულ რომელიმე ჯგუფში პირობითია.

იონიზაციის მაღალი ენერგიის გამო (1312 კჯ/მოლი) მისი ნაერთები ისეთ ძლიერ მუანგავებთანაც კი, როგორც ფთორი და ჟანგბადია იონური არ არის.

წყალბადი არამეტალია, მისი ჟანგვითი რიცხვი ნაერთებში (+1) ან (-1)-ია. ამ სახით ის ზოგიერთ მეტალთან წარმოქმნის იონურ ნაერთებს (NaH , CaH_2 ...).

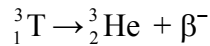
წყალბადი ბუნებაში ფართოდ არის გავრცელებული – დედამიწაზე 3,0%-ია (მოლური წილი); შედის წყლის, თიხების, ქვანახშირის, მურა ნახშირის, ნავთობის, ბუნებრივი აირის და მცენარეული და ცხოველური ორგანიზმების შედგენილობაში. წყალბადი დედამიწაზე თავისუფალ მდგომარეობაში ძალიან იშვიათად გვხვდება. ის ჰაერში ოზონით და სხვა მუანგავებით იჟანგება წყლის წარმოქმნით. წყალბადი კოსმოსში ყველაზე მეტად გავრცელებული ელემენტია. ის მზისა და ბევრი ვარსკვლავის მასის ნახევარს შეადგენს. მზის სისტემის გიგანტური პლანეტები – იუპიტერი და სატურნი ძირითადად წყალბადისაგან შედგება. ის შედის ბევრი პლანეტის ატომოსფეროში.

ცხრილი 1. წყალბადის იზოტოპები

პროთიუმი	დეიტერიუმი	ტრიტიუმი
1_1H	2_1H	3_1H
(P)e	(P+n)e	(P+2n)e

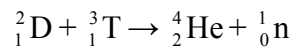
პროთიუმი და დეიტერიუმი სტაბილური იზოტოპებია. მათი თანაფარდობა ბუნებრივ წყალბადში არის P:D = 6800:1 (ატომთა რიცხვის მიხედვით). ტრიტიუმი

β^- – რადიოაქტიური იზოტოპია; ის განიცდის β^- -რადიოაქტიურ გარდაქმნას ${}^3_2\text{He}$ -ის წარმოქმნით:



ვარაუდობენ, რომ ეს რეაქცია არის ატმოსფეროში ${}^3_2\text{He}$ -ის წარმოქმნის მთავარი წყარო. ტრიტიუმს მცირე რაოდენობით შეიცავს ჰაერი და ატმოსფერული ნალექები. მისი არსებობა კოსმოსური სხივების მოქმედებით ჰაერში მიმდინარე ბირთვული რეაქციებით უნდა იყოს გამოწვეული.

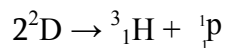
ტრიტიუმი გამოიყენება წყალბადის ბომბში, რომლის აფეთქებისას მიმდინარე თერმობირთვული რეაქცია შემდეგი სქემით გამოისახება:



ამ რეაქციას კოლოსალური რაოდენობით ენერჯის გამოყოფა ახლავს.

დეიტერიუმი და ტრიტიუმი თერმობირთვული სინთეზის რეაქციების მთავარი კომპონენტებია. ტრიტიუმს ღებულობენ ${}^6_3\text{Li}$ -ის ნეიტრონებით დაბომბვით. ლითიუმი ორი იზოტოპის ნარევიანია – ${}^6_3\text{Li}$ და ${}^7_3\text{Li}$. ამ ნარევიდან გამოყოფენ ${}^6_3\text{Li}$ -ს და შემდეგ მისი გარდაქმნით ღებულობენ ტრიტიუმს.

ტრიტიუმი შეიძლება აგრეთვე წარმოიქმნას დეიტერიუმის თერმობირთვული გარდაქმნით:

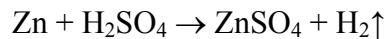
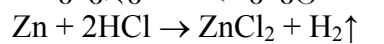


პროტიუმი, დეიტერიუმი და ტრიტიუმი მნიშვნელოვნად განსხვავდებიან (სხვა ელემენტების იზოტოპებისაგან განსხვავებით) თავიანთი ფიზიკური და ქიმიური თვისებებით, რაც ძირითადად მათი მასების დიდი განსხვავებით არის გამოწვეული. განსხვავებულია მათი ღლობისა და ღულილის ტემპერატურები, ასევე ქიმიური თვისებებიც – რეაქციისუნარიანობა, წარმოქმნილი ნაერთების სტრუქტურა, წყალბადური ბმების სიმტკიცე და ა.შ.

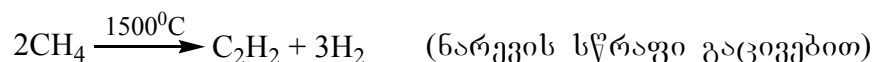
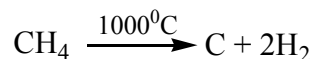
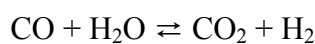
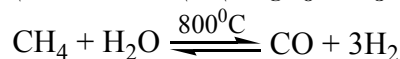
მიღების მეთოდები და გამოყენება: რამდენადაც წყალბადის უანგვითი რიცხვი ნაერთებში (+1) ან (-1)-ია, თავისუფალ მდგომარეობაში მის მისაღებად უანგვა-აღდგენით პროცესებს იყენებენ:



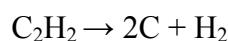
ლაბორატორიაში წყალბადს ღებულობენ თუთიაზე განზავებული მარილმჟავას ან გოგირდმჟავას მოქმედებით (რეაქციას ატარებენ კიპის აპარატში):



მრეწველობაში წყალბადს ძირითადად ბუნებრივი აირიდან ღებულობენ:

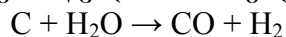


ნარევის სწრაფი გაცივებისას აცეტილენი იშლება ჭკარტლის და წყალბადის წარმოქმნით:



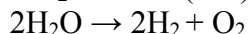
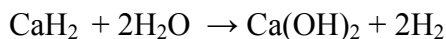
უკანასკნელი ორი რეაქცია გამოიყენება აგრეთვე ჭვარტლის (მური) მისაღებად, რომელიც პოლიგრაფიასა და რეზინის წარმოებაში (შემავსებლად) გამოიყენება.

ნახშირწყალბადოვანი ნედლეულის მარაგის შემცირების გამო ეკონომიურად უფრო ხელსაყრელია მისი მიღება წყლის ორთქლის ნახშირით კონვერსიით:



მიღებულ აირთა ნარევეს „წყალგაზი“ ეწოდება.

წყალბადს დებულობენ აგრეთვე იონური ჰიდრიდების ჰიდროლიზით და წყლის ელექტროლიზით:



(ელექტროლიტების თანდასწრებით)

ეს ხერხი ასევე გამოიყენება სუფთა ჟანგბადის მისაღებად.

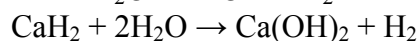
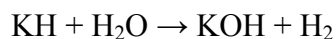
წყალბადი ფართოდ გამოიყენება ქიმიურ მრეწველობაში ამიაკის, მეთანოლის, ქლორწყალბადის მისაღებად, თხევადი და მყარი საწვავის ჰიდროგენიზაციისათვის, აგრეთვე ცხიმების ჰიდროგენიზაციისათვის, წყალბადის ჟანგბადში წვისათვის დამახასიათებელია მაღალი ტემპერატურა (2600°C), რის გამოც შესაძლებელია მისი გამოყენება ძნელადღებადი მეტალების და კვარცის საჭრელად. თხევადი წყალბადი გამოიყენება, როგორც ეფექტური რეაქტიული საწვავი.

ამჟამად შეინიშნება წყალბადით, როგორც „ეკოლოგიურად სუფთა“ საწვავით განსაკუთრებული დაინტერესება. სამომავლოდ, როგორც ჩანს, წყალბადი გახდება ენერჯის ერთიერთი ალტერნატიული წყარო.

ატომურ ენერგეტიკაში გამოიყენება დეიტერიუმი და ტრიტიუმი.

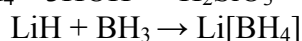
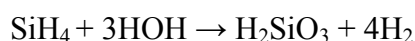
წყალბადის ნაერთები იონური ბმით (H⁻): ამ შემთხვევაში წყალბადი გამოდის მჟანგავის როლში (როგორც ჰალოგენები), მაგრამ ჰალოგენებისაგან განსხვავებით, წყალბადის მოლეკულებისაგან H⁻-იონის წარმოქმნა ენდოთერმული პროცესია. H⁻-ის წარმოქმნის ენთალპია არის 144,7 კჯ/მოლი. ამიტომ წყალბადის მჟანგავი უნარი მნიშვნელოვნად დაბალია ჰალოგენების მჟანგავ უნართან შედარებით.

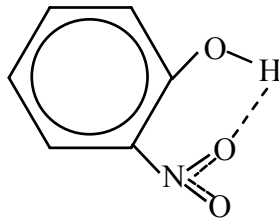
I ჯგუფის s-ელემენტების ჰიდრიდები, ისევე, როგორც მათი ჰალოგენიდები, NaCl-ის ტიპის სტრუქტურას ქმნის. იონური ჰიდრიდები ფუძე ბუნების მაღალი ღებობის ტემპერატურის მქონე კრისტალური ნივთიერებებია. მათი ნაღებობები გამოირჩევიან მაღალი ელექტროგამტარობით. ელექტროლიზის დროს წყალბადი ანოდზე გამოიყოფა. მათი ფუძე ბუნება ჰიდროლიზის რეაქციებით დასტურდება:



H⁻ ერთ-ერთი ძლიერი აღმდგენია, ამიტომ იონური ჰიდრიდები როგორც მარტივი, ასევე კომპლექსური ძლიერი აღმდგენებია.

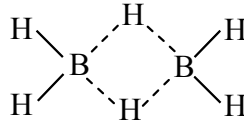
წყალბადის ნაერთები კოვალენტური ბმით: მასზე მაღალი ელექტროუარყოფითობის მქონე ატომებს წყალბადი კოვალენტური ბმით უკავშირდება. ასეთი ნაერთები მრავალრიცხოვანია. მათ შორის არის აირები (HCl, HBr, H₂S, NH₃), სითხეები (H₂O, HNO₃, H₂SO₄) მყარი ნივთიერებებიც (H₃PO₄, H₃BO₃). ელექტროუარყოფითი ელემენტის ბუნებიდან გამომდინარე, ამ ნაერთების თვისებები მნიშვნელოვნად განსხვავებულია. მაგალითად, ჰიდრიდები SiH₄ და BH₃ მჟავა ბუნების ნაერთებია, რასაც მათი ჰიდროლიზის და ფუძე ჰიდრიდებთან ერთიერთქმედების რეაქციები ადასტურებს:



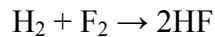


ნაერთი შიდამოლეკულური წყალბადური ბმით

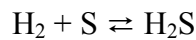
სიღური წყალბადური ბმები ელექტრონდეფიციტურ ნაერთებში:



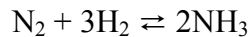
ქიმიური თვისებები: მიუხედავად H – H ბმის მაღალი ენერჯისა, წყალბადი საკმაოდ მაღალი რეაქციისუნარიანობით ხასიათდება. მაგალითად, თხევადი წყალბადი მოქმედებს ფთორთან -250°C -ზე, ძლიერი აფეთქებით:



ქლორთან მოქმედებს სინათლეზე, ბრომთან და იოდთან გაცხელებით. გოგირდთან წყალბადი 250°C -ზე შედის რეაქციაში:

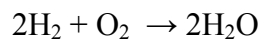


აზოტთან – 450°C -ის ზემოთ, კატალიზატორის თანაობისას:



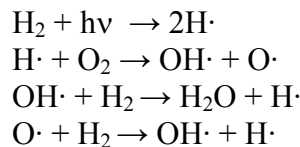
მეტალებთან მისი რეაქცია მეტალის ბუნებისაგან დამოკიდებულებით სხვადასხვა პირობებში მიმდინარეობს.

ჟანგბადთან წყალბადი მაღალ ტემპერატურაზე მოქმედებს, რეაქცია მიმდინარეობს დიდი რაოდენობით ენერჯის გამოყოფით და ახლავს აფეთქება:



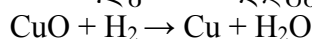
წყალბადის და ჟანგბადის ნარევის 2:1 მოლური თანაფარდობით მგრგვინავი აირი ეწოდება.

დადგენილია, რომ ზემოაღნიშნული რეაქცია თავისუფალ-რადიკალური ჯაჭვური მექანიზმით მიმდინარეობს:



წყალბადსა და ჟანგბადს შორის რეაქციის ინიცირება შეიძლება არა მარტო მაღალი ტემპერატურით, არამედ კატალიზატორითაც. მაგალითად, დაქუცმაცებული პლატინით.

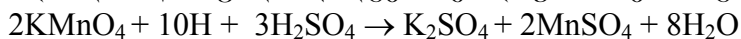
მაღალ ტემპერატურაზე წყალბადს ჟანგბადის „წართმევა“ რთული ნივთიერებებიდანაც შეუძლია. მაგალითად, მეტალთა ოქსიდებიდან. გახურებულ სპილენძის ოქსიდზე წყალბადის გატარებისას აღდგება მეტალური სპილენძი (შავი ფერის ოქსიდი წითლდება სპილენძის აღდგენის გამო):



ამიტომ წყალბადი გამოიყენება მეტალურგიაში ზოგიერთი ფერადი მეტალის მათი ოქსიდებიდან მისაღებად.

მოლეკულურთან შედარებით გაცილებით აქტიურია ატომური წყალბადი. იგი ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე აღადგენს ბევრ მეტალს მისი ოქსიდიდან, ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე უერთდება გოგირდს, ჟანგბადს (რომელთანაც წყალბადის პეროქსიდს წარმოქმნის).

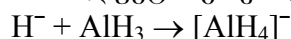
ატომური წყალბადი სწრაფად აღადგენს კალიუმის პერმანგანატს:



კალიუმის პერმანგანატის გოგირდმჟავით შემუავებულ ხსნარში თუთიის მარცვლების მოთავსებისას, ხსნარი სწრაფად უფერულდება Mn^{2+} -იონების წარმოქმნის გამო, მაშინ, როცა იგივე ხსნარის გასაუფერულებლად, კიპის აპარატიდან გამოძავალი წყალბადის საათობით გატარებაა საჭირო.

ჰიდრიდული კომპლექსები: ბევრი ელემენტისათვის არის ცნობილი ჰიდრიდული კომპლექსები. მათ შორის მნიშვნელოვანია ბორის, ალუმინის, გალიუმის შემდეგი შედგენილობის ჰიდრიდული კომპლექსნაერთები: $\text{Li}[\text{AlH}_4]$, $\text{Na}[\text{BH}_4]$, $\text{Li}[\text{GaH}_4]$ და ა.შ.

აღნიშული კომპლექსნაერთები შეიცავს ტეტრაედრული აღნაგობის $[\text{EH}_4]^-$ -იონს. ეს ჰიდრიდები შეიძლება ფორმალურად განვიხილოთ, როგორც H^- -ის (ჰიდრიდ-იონის) კოორდინაციის პროდუქტი კოვალენტურ ჰიდრიდებთან:

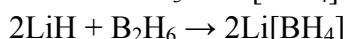
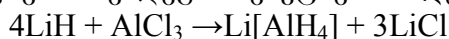


თერმული მდგრადობის მიხედვით მათი დალაგება ასეთი რიგით შეიძლება: $\text{BH}_4^- > \text{AlH}_4^- > \text{GaH}_4^-$ (ე.ი. რიგში კომპლექსის მდგრადობა მარცხნიდან მარჯვნივ მცირდება).

$\text{Na}[\text{BH}_4]$ წყლით ნაწილობრივ ჰიდროლიზდება, მაშინ, როდესაც $[\text{AlH}_4]^-$ და $[\text{GaH}_4]^-$ -ის ნაწარმები წყალთან აფეთქებით შედიან რეაქციაში.

დადგენილია, რომ ამ კომპლექსებში გარე სფეროს კატიონთან იონური ბმა რეალურად იშვიათად ხორციელდება (მაგ., $\text{Na}[\text{BH}_4]$), უმრავლეს შემთხვევაში ეს ბმები კოვალენტური ხასიათის აღმოჩნდა.

ჰიდრიდულ კომპლექსებს შემდეგი რეაქციებით ღებულობენ:



ჰიდრიდული კომპლექსები გარდამავალი მეტალებისთვისაც არის ცნობილია მაგრამ ეს კომპლექსები არამდგრადია და მათი სინთეზი რთულია.

მეორე თავი

პერიოდული სისტემის VII ჯგუფის p-ელემენტების (ჰალოგენების) ზოგადი დახასიათება

ჰალოგენები VII ჯგუფის ელემენტებია: ფთორი (F), ქლორი (Cl), ბრომი (Br), იოდი (I), ასტატი (At). სიტყვა ჰალოგენი „მარილწარმოქმნელს“ ნიშნავს, რაც დაკავშირებულია ამ ელემენტების მეტალებთან ურთიერთქმედებისას ტიპური მარილების წარმოქმნის უნართან.

ცხრილი 2. ჰალოგენების ატომთა ელექტრონული კონფიგურაციები

F	[He] $2s^2 2p^5$
Cl	[Ne] $3s^2 3p^5$
Br	[Ar] $4s^2 4p^5$
I	[Kr] $5s^2 5p^5$
At	[Xe] $6s^2 6p^5$

გარე ელექტრონულ შრეში მათ შვიდ-შვიდი ელექტრონი აქვთ. ისინი ტიპური არამეტალებია. გარესწინა შრე კი F-სა და Cl-ს ინერტული აირების მსგავსი, დასრულებული, შესაბამისად 2 და 8 ელექტრონიანი, Br-სა და I-ს კი 18 ელექტრონიანი აქვთ. ეს განსხვავება მათ თვისებებში აისახება.

ჰალოგენები, სხვა კენტი ატომური ნომრის მქონე ელემენტების მსგავსად, ხასიათდებიან მდგრადი იზოტოპების მცირე რაოდენობით. ორი მათგანი – ფთორი და იოდი კი ამ თვალსაზრისით „მარტოხელა“ ელემენტებს მიეკუთვნება.

რიგში F, Cl, Br, I, At ატომური რადიუსები იზრდება. ფთორის ატომი განსაკუთრებულად მცირე რადიუსით გამოირჩევა, რამდენადმე დიდია ქლორის ატომის რადიუსი, ხოლო იოდის და განსაკუთრებით ასტატის ატომის რადიუსები მნიშვნელოვნად გაზრდილია. ატომის რადიუსების ზრდის შესაბამისად მცირდება მათი ატომების იონიზაციის ენერჯია და ელექტროუარყოფითობა. ამასთან დაკავშირებით, მცირდება არამეტალური თვისებები და იოდში განსაკუთრებით კი ასტატში თავს იჩენს მეტალის ზოგიერთი თვისება.

ატომური ნომრის ზრდის მიმართულებით ჰალოგენების ღლობისა და დუდილის ტემპერატურები მონოტონურად იზრდება. ჰალოგენები ხასიათდება მოლეკულური კრისტალური მესრით. როგორც ცნობილია, მოლეკულებს შორის მოქმედებს მოლეკულათაშორისი (ვანდერ-ვაალსური) ურთიერთქმედების ძალები, რომლებიც ძირითადად დეფორმაციული და ორიენტაციული ხასიათისაა, რაც უფრო ახლოა ბირთვთან გარე შრის ელექტრონები, მით უფრო ძლიერია მათ შორის არსებული მიზიდვის ძალები და მით უფრო ხისტი და ნაკლებად დეფორმირებადია ისინი. პირიქით, ატომური რადიუსის ზრდა ელექტრონებს ბირთვის გავლენისაგან ათავისუფლებს, რის გამოც ისინი უფრო დეფორმირებადი ხდებიან, რაც მოლეკულებს შორის მიზიდვის ძალებს ზრდის. სწორედ ამიტომ ფთორი და ქლორი, რომელთა მოლეკულებს შორის მიზიდვის ძალები სუსტია, აირებია, ხოლო ბრომსა და იოდში ატომთა რადიუსების ზრდის გამო, გაიზარდა რა პოლარიზებადობის უნარი, გაიზარდა მოლეკულებს შორის ურთიერთქმედების ძალები და შესაბამისად შეიცვალა აგრეგატული მდგომარეობაც – ბრომი სითხეა, იოდი კი მყარი ნივთიერება.

ატომური კრისტალური მესრის მქონე ნივთიერებებში, პირიქით – ატომური რადიუსების ზრდა, ატომთა შორის არსებული კოვალენტური ბმის ენერჯიებს ამცირებს, რის შესაბამისადაც ნივთიერებათა ღლობისა და დუდილის ტემპერატურები მცირდება.

ატომური რადიუსების ზრდასთან დაკავშირებული ელექტრონული სტრუქტურის ცვლილება განაპირობებს აგრეთვე ჰალოგენტა შეფერილობის ცვლილებასაც – ღია მწვანედან მუქ შავამდე. F₂ – ღია მწვანე, მოყვითალო აირია, Cl₂ – ყვითელ-მწვანე ფერის აირია, Br₂ – მურა წითელი ფერის სითხეა და I₂ – მუქი შავის ფერის კრისტალური ნივთიერება.

ყველა ჰალოგენს აქვს დამახასიათებელი სუნი და ყველა მათგანი მომწამლა.

ჰალოგენები მდგრადია ორატომიანი მოლეკულების სახით: F₂, Cl₂, Br₂, I₂. ნეიტრალური ატომებიდან მოლეკულების წარმოქმნა დაკავშირებულია განსაზღვრული რაოდენობის ენერგიის მოგებასთან (გამოყოფასთან).

ცხრილი 3.

მოლეკულა	F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂
გამოყოფილი ენერგია, კკალ/მოლი	37,7	57	45	35,5

აქედან გამომდინარე, მოლეკულაში ბმის მაქსიმალური ენერგიით ხასიათდება Cl₂-ის მოლეკულა. F₂-ში კი ბმის ენერგია გაცილებით დაბალია. ამის ერთ-ერთი მიზეზი, ქლორისაგან განსხვავებით F-ის ატომებში d-ორბიტალების არარსებობაა, რის გამოც Cl₂-ისაგან განსხვავებით F₂-ის მოლეკულაში ატომებს შორის დამატებითი ბმების წარმოქმნა არ ხერხდება. გარდა ამისა, მიზეზი ფთორის ატომების მცირე რადიუსებიც შეიძლება იყოს, რის გამოც, მოლეკულების წარმოქმნისას ადგილი უნდა ჰქონდეს შიდა გარსების არამაკავშირებელი ელექტრონების ძლიერ ურთიერთგანზიდვას, რაც აგრეთვე იწვევს ბმის ენერგიის შემცირებას.

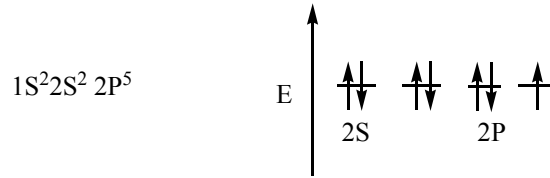
როგორც აქტიური ელემენტები, ჰალოგენები ბუნებაში მხოლოდ ნაერთების სახით არის გავრცელებული. მათი ნაერთების გავრცელების ფორმები და იზოტოპური შედგენილობა მოცემულია ცხრილში 4.

ცხრილი 4. ჰალოგენების გავრცელება. იზოტოპური შედგენილობა და ძირითადი მინერალები

ელემენტი	სტაბილური იზოტოპები		რადიოაქტიური იზოტოპები	მნიშვნელოვანი მინერალები
	მასური რიცხვი	იზოტოპების შემცველობა, %		
F	19	100	¹⁷ F, ¹⁸ F, ²⁰ F და სხვ.	CaF ₂ – ფლუორიტი Na ₃ AlF ₆ – კრიოლიტი Ca ₅ (PO ₄) ₃ F – აპატიტი
Cl	{ 35 37	{ 75,4 24,6	³⁴ Cl, ³⁶ Cl, ³⁸ Cl და სხვ.	NaCl – გალიტი KCl – სილვინი NaCl•KCl – სილვინიტი
Br	{ 79 81	{ 50,6 49,4	⁷⁸ Br, ⁸⁰ Br, ⁸² Br და სხვ.	მლაშე ტბების წყალი, ზღვის წყალი (0,00001%)
I	127	100	¹²⁵ I, ¹²⁸ I და სხვ.	ნავთობის წყლები (0,006-0,4%)
At	–	–	²⁰⁸ At, ²¹⁰ At და სხვ.	–

ჰალოგენები წარმოქმნიან ნაერთებს (-1) ჟანგვითი რიცხვით და დადებითი ჟანგვითი რიცხვების ფართო არჩევანით: -1, +1, +3, +4, +5, +7 (ოქსიდები, ოქსომჟავები და მათი მარილები).

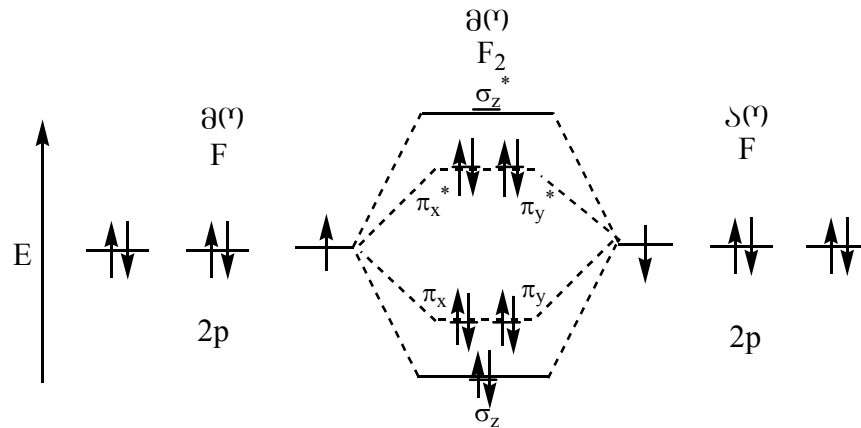
2.1. ფთორი



ფთორის, როგორც ყველაზე მაღალი ელექტროუარყოფითობის მქონე ელემენტის ჟანგვის რიცხვი ნაერთებში ყოველთვის (-1)-ის ტოლია.

ფთორის ბუნებრივი ნაერთებიდან აღსანიშნავია: CaF_2 -მლღობი შპატი (ფლუორიტი), Na_3AlF_6 – კრიოლიტი, $Ca_5(PO_4)_3F$ – ჰოროაპატიტი. ბუნებაში გავრცელებულია ფთორის მხოლოდ ერთი იზოტოპი – ^{19}F . ხელოვნურად მიღებულია მისი არამდგრადი იზოტოპები მასური რიცხვებით 16-დან 21-მდე.

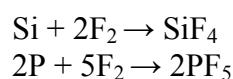
F_2 -ის მოლეკულაში ბმის რიგი ერთის ტოლია.

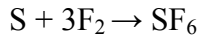


ჩვეულებრივ პირობებში ფთორი ღია მწვანე-მოყვითალო ფერის, მკვეთრი სუნის აირია. იგი გამოირჩევა განსაკუთრებული ქიმიური აქტიურობით. უძლიერესი მჟანგავია. ფთორი ყველაფერს „ჭამს“. განსაკუთრებული ქიმიური აქტიურობა მისი მოლეკულების ატომებად დისოციაციის დაბალი ენერგიით აიხსნება. სხვა ელემენტებთან ფთორის ატომების ბმის ენერგიები კი, პირიქით, განსაკუთრებულად მაღალია (H–F ბმის ენერგია 135 კჯ/მოლია, H–Cl კი 103 კჯ/მოლი).

ფთორი მეტალთა უმრავლესობასთან ჩვეულებრივ პირობებში მოქმედებს. თუმცა ზოგიერთ შემთხვევაში ამ ურთიერთქმედებას ხელს უშლის მეტალის ფთორიდის მკვრივი აფსკის წარმოქმნა, რომელიც მეტალს მისი შემდგომი მოქმედებისგან იცავს. მაგალითად, ასე პასიურდება ფთორის მიმართ Ni, Cu, Mg. ისინი (სინესტის გამორიცხვის პირობებში) ფთორის მიმართ პრაქტიკულად მდგრადია.

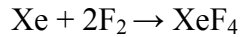
რაც შეეხება ფთორის ნაერთებს არამეტალებთან, ისინი ადვილად აქროლადებია, ამიტომ, მათი წარმოქმნა არამეტალის ზედაპირს ვერ იცავს ფთორის შემდგომი მოქმედებისაგან, რის გამოც არამეტალებთან ფთორის რეაქციები ზოგჯერ გაცილებით ენერგიულად მიმდინარეობს. მაგალითად, სილიციუმი, ფოსფორი და გოგირდი ფთორის არეში აღდება უმაღლესი ფთორიდების წარმოქმნით.



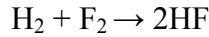


ასევე მოქმედებს ფთორი ხის ნახშირთან, გრაფიტთან კი წითელი ვარვარების ტემპერატურაზე შედის რეაქციაში.

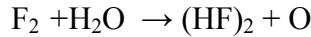
ფთორი ინერტულ აირებსაც კი უანგავს (XeF_4 , KrF_4):



წყალბადთან დაბალ ტემპერატურაზე და სიბნელეშიც კი აფეთქებით შედის რეაქციაში:

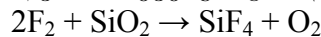


იგი ბევრ რთულ ნივთიერებასაც ართმევს წყალბადს:



გამოყოფილი უანგბადის ატომები ერთმანეთს უერთდება O_2 -ის მოლეკულებს წარმოქმნით (O_3 -ის წარმოქმნასაც აქვს ადგილი). ზემოაღნიშნული რეაქციიდან გამომდინარე, ფთორიანი წყალი არ მზადდება.

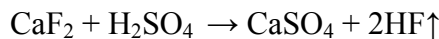
ფთორის არეში SiO_2 -იც იწვის ასევე უანგბადის გამოყოფით:



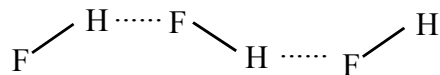
ბუნებაში ყველაზე მეტად გავრცელებული ორი ნაერთი – წყალი და SiO_2 ფთორის არეში იწვის უანგბადის გამოყოფით.

ფთორი არ წარმოქმნის ნაერთებს ჰელიუმთან, ნეონთან და არგონთან. უშუალოდ არ მოქმედებს აზოტთან.

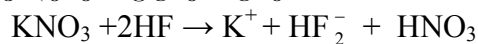
ფთორის მნიშვნელოვანი ნაერთები: ფთორწყალბადი, ფთორწყალბადმუავა, ფთორიდები და ფთორის შემცველი ანიონური კომპლექსები. ფთორწყალბადს კალციუმის ფთორიდზე გოგირდმუავას მოქმედებით ღებულობენ აღნიშნული ნარევის გაცხელებით:



HF უფერო, მკვეთრი სუნის მქონე აირია ($19^\circ C$ -ს ზემოთ). მისი მოლეკულები ასოცირებულია წყალბადური ბმებით:



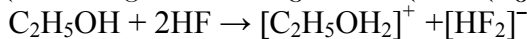
აირადი ფთორწყალბადიც კი შედგება დიმერის, ტრიმერის და ა.შ. ნარევისაგან. $90^\circ C$ -ის ზემოთ იგი მარტივი მოლეკულებისაგან შედგება. ჩვეულებრივ პირობებში HF მბოლავი სითხეა. მისი მოლეკულების პოლარობა მაღალია. ამიტომ თხევადი HF ძლიერი მაიონიზირებელი გამსხნელია. მასში კარგად იხსნება I ჯგუფის s-ელემენტების ფთორიდები, სულფატები, ნიტრატები. შედარებით ცუდად იხსნება II ჯგუფის s-ელემენტების ანალოგიური ნაერთები. ამასთან გახსნილი ნივთიერებები ართმევენ რა HF-ს პროტონს ზრდიან $[HF_2]^-$ -იონების კონცენტრაციას. ე.ი. ისინი ავლენენ ფუძე ბუნებას HF-ის მიმართ:



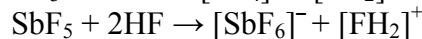
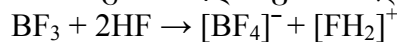
HCl და HNO_3 -იც HF-ის მიმართ ფუძის როლში გამოდიან:



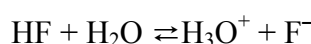
წყალში ინდიფერენტული სპირტი, HF-ში გახსნილი ძლიერი ფუძეა:

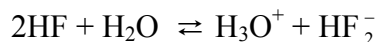
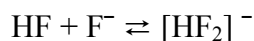


მუავა ბუნებას ავლენენ HF-ში გახსნილი ფთორიდ-იონების აქცეპტორები:



HF-ის დისოციაცია წყალხსნარში შემდეგი სქემით გამოისახება:

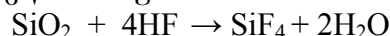




აქედან გამომდინარე, მიუხედავად იმისა, რომ HF ერთფუძიანი მჟავაა, იგი მჟავა მარილებს წარმოქმნის.

ფთორწყალბადმჟავა საშუალო სიძლიერის მჟავაა, რაც წყალბადური ბმებით მისი მოლეკულების ასოციაციით არის განპირობებული.

ფთორწყალბადმჟავას განსაკუთრებული თვისებაა მისი მოქმედება მინის შემადგენელ SiO₂-თან – მინის ე.წ. “ამოჭმა”:



მინაზე თხევადი HF-ის მოქმედებისას (HF-ის სიჭარბის პირობებში) რეაქცია გრძელდება კომპლექსური მჟავას წარმოქმნით:



H₂SiF₆ ძლიერი მჟავაა.

HF-ის მარილები – ფთორიდები და ფთორის შემცველი ანიონური კომპლექსები:

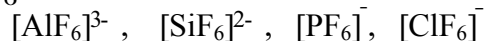
ფთორიდები თავისი ბუნებით სამნაირია: ფუძე, ამფოტერული და მჟავური.

NaF, MgF₂ – ფუძე ფთორიდები

AlF₃ – ამფოტერული ფთორიდი

SiF₄, PF₅, SF₆, ClF₅ – მჟავური ფთორიდები

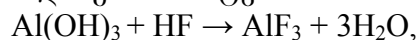
ანიონური კომპლექსები:



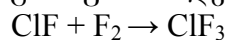
იონური ფთორიდები კრისტალური ნივთიერებებია მაღალი ღებობის ტემპურატურით. კოვალენტური ფთორიდები აირები ან სითხეებია.

იონურ და კოვალენტურ ფთორიდებს შორის არის ფთორიდები ბმის მაღალი პოლარობით, რომლებიც იონურ-კოვალენტურ ნაერთებად მოიხსენიება. აღნიშნული ფთორიდები კრისტალური ნაერთებია.

მეტალთა (დაბალი ჟანგვის ხარისხით) ფთორიდები მიიღება მეტალთა ოქსიდებთან, ჰიდროქსიდებთან და კარბონატებთან HF-ის მოქმედებით:

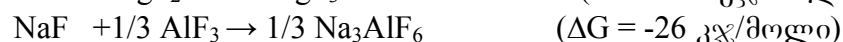


ხოლო ფთორიდები მეტალთა მაღალი ჟანგვითი ხარისხით მიიღება მარტივი ნივთიერების ან დაბალი რიგის ფთორიდების ფთორირებით.

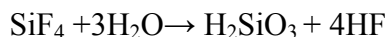


ფთორიდების უმრავლესობა წყალში უხსნადია გარდა I A ჯგუფის ელემენტების ფთორიდებისა (რომელთაგან LiF არის უხსნადი) და აგრეთვე AgF, HgF₂, SnF₂ და ზოგიერთი სხვა.

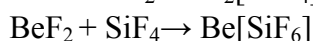
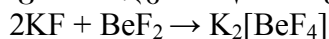
ქიმიური ბუნებით იონური ფთორიდები ფუძე ხასიათისაა, კოვალენტური კი – მჟავური.



ფუძე ფთორიდები ჰიდროლიზისას ფუძე არეს ქმნიან, მჟავა ფთორიდები – მჟავა არეს:



ამფოტერული ფთორიდები რეაქციაში შედიან, როგორც ფუძე, ისე მჟავა ფტორიდებთან, კომპლექსური ფთორიდების წარმოქმნით.



კომპლექსური ფთორიდები საკმაოდ მრავალფეროვანია. მეორე პერიოდის ელემენტების კოორდინაციული რიცხვი ფთორის მიმართ 4-ის ტოლია, დანარჩენი პერიოდის ელემენტებისათვის 6-ის. ცნობილია ისეთი კომპლექსური ფთო-

რიდებიც, სადაც კომპლექსწარმოქმნელის კოორდინაციული რიცხვი არის 7, 8 და 9. მაგ.: $K_2[NbF_7]$; $K_2[WF_8]$; $K_2[ReF_9]$ და ა.შ.

ცხადია, რომ ფთორი კომპლექსებში სტაბილიზებულია ცენტრალური ატომის უმაღლესი ჟანგვითი რიცხვით. შესაბამისი წყალბადნაერთები HPF_6 , H_2SiF_6 თავისუფალ მდგომარეობაში არამდგრადია, მათი წყალხსნარები კი ძლიერი მჟავებია.

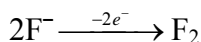
ფთორის ჟანგბადნაერთები: სხვა ჰალოგენებისაგან განსხვავებით, ფთორი ჟანგბადიან მჟავებს არ წარმოქმნის (წყალთან ფთორის რეაქცია უკვე განვიხილეთ). აქედან გამომდინარე, ტუტის განზავებულ (1%-იანი წყალხსნარი) ხსნართან მისი რეაქცია სხვა ჰალოგენებისაგან განსხვავებულად მიმდინარეობს:



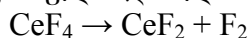
ნორმალურ პირობებში OF_2 უფერო აირია, წყალში საკმაოდ იხსნება და ამ დროს არ ჰიდრატირდება. F_2O -ს დაშლა გაცხელებისას მხოლოდ $200-250^\circ C$ -ზე ზემოთ იწყება.

მიღებულია აგრეთვე O_2F_2 , რომელიც ძალიან არამდგრადი და ფეთქებადი მყარი ნივთიერებაა. H_2O_2 -ის სტრუქტურული ანალოგია.

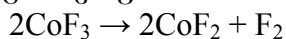
ფთორის მიღება ხერხდება მხოლოდ მისი ნაერთების ნაღვლობის ელექტროლიზით. $KF \cdot 2HF$ -ის ნაღვლობის ელექტროლის ატარებენ ფოლადის ელექტროლიზერში, ფოლადის კათოდისა და ნახშირის ანოდის გამოყენებით. F^- -იონები ანოდზე იჟანგება:



შესაძლებელია თუ არა ქიმიური გზით ფთორის მიღება. ასეთი რეაქცია პირველად მენდელეევის მოწაფემ – ბრაუნერმა ჩაატარა. მან ფთორი მიიღო ოთხფთორიანი ცერიუმის თერმული დაშლით:

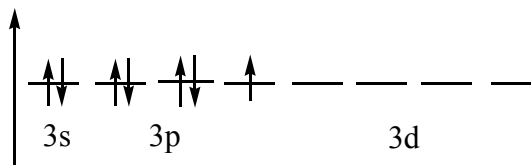


($t > 400^\circ C$). შემდეგ ზოგიერთი სხვა მეტალის ფთორიდების თერმული დაშლითაც მოხერხდა F_2 -ის გამოყოფით.

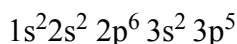


ფთორი ფართოდ გამოიყენება სხვადასხვა მაცივარაგენტების და პოლიმერული მასალების – ფთოროპლასტების დასამზადებლად, რომლებიც განსაკუთრებული მდგრადობით გამოირჩევა.

2.2. ქლორი



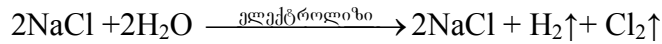
^{17}Cl



Cl_2 -ის მოლეკულაში (F_2 -ისგან განსხვავებით) ატომებს შორის განხორციელებულ ერთ კოვალენტურ ბმას ემატება (d-ორბიტალების მონაწილეობით) ორი დამატებითი დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით წარმოქმნილი ბმა. ამიტომ Cl_2 -ის მოლეკულაში, F_2 -თან შედარებით, ბმის ენერგია გაცილებით მაღალია.

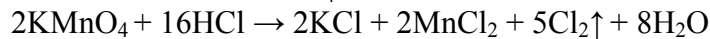
ქლორის ჟანგვითი რიცხვი ნაერთებში ძირითადად არის -1, +1, +3, +5, +7. ქლორი ტიპური არამეტალური ელემენტია.

მიღება: ქლორის მიღების სამრეწველო მეთოდს $NaCl$ -ის კონცენტრირებული წყალხსნარის ელექტროლიზი წარმოადგენს:



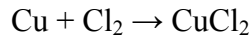
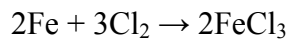
ქლორი ანოდზე გამოიყოფა, ხოლო კათოდურ არეში – წყალბადი.

ლაბორატორიაში ქლორს ღებულობენ კონცენტრირებულ მარილმჟავაზე სხვადასხვა ძლიერი მჟანგავეების მოქმედებით:

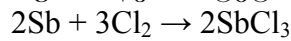


ჩვეულებრივ პირობებში ქლორი ყვითელ-მწვანე ფერის მკვეთრი სუნის მქონე აირია.

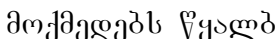
ქლორი ძლიერი მჟანგავია. რეაქციაში შედის მეტალებთან და არამეტალების უმრავლესობასთან (გამონაკლისია ჟანგბადი, აზოტი და ინერტული აირები).



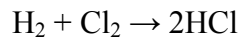
ქლორის არეში სტიბიუმი იწვის „ცეცხლის წვიმის“ სახით:



იწვის ფოსფორი:



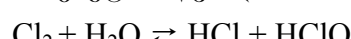
ქლორი სინათლეზე მოქმედებს წყალბადთან ქლორწყალბადების წარმოქმნით:



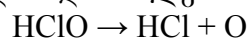
რეაქცია ჯაჭვურია, მიმდინარეობს რადიკალური მექანიზმით.

ქლორი ჟანგავს ბევრ რთულ ნივთიერებასაც.

მნიშვნელოვანია ქლორის რეაქცია წყალთან (დისპროპორციონირება):



გამოყოფილი HClO არამდგრადია და იშლება

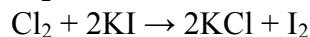
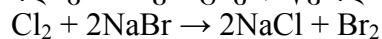


ატომური ჟანგბადის გამოყოფით, რაც განაპირობებს ქლორიანი წყლის გამაუფერებელ და მადეზინფექციურებელ მოქმედებას.

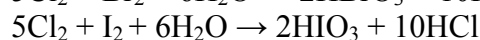
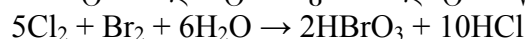
რეაქციის წონასწორობა მარჯვნივ არის გადახრილი, ამიტომ ქლორიანი წყალი უნდა იყოს ახლადდამზადებული. წინააღმდეგ შემთხვევაში ხსნარში Cl₂-ის მოლეკულები აღარ იქნება და ხსნარს შესაბამისად არ ექნება მისი დამახასიათებელი თვისებები.

Cl₂-ის წყალთან რეაქციით მიიღება სიძლიერით ერთმანეთისაგან ძლიერ განსხვავებული ორი მჟავა: HCl – ძლიერი და HClO – ძალიან სუსტი. სიძლიერით ასეთი მკვეთრი განსხვავება მათი ერთმანეთისაგან დაცილების საშუალებას იძლევა. თუ წყალში ჩაყრიან ცარცის ფხვნილს და მასში Cl₂-ს გაატარებენ, წარმოქმნილი HCl რეაქციაში შევა CaCO₃-თან (CaCO₃ + 2HCl → CaCl₂ + H₂O + CO₂↑) და HClO დარჩება ხსნარში.

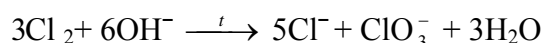
ქლორი, როგორც ძლიერი მჟანგავი, წყალხსნარში ჟანგავს Br⁻ და I⁻ იონებს:



ქლორს წყალხსნარში Br₂ და I₂-ის დაჟანგვაც შეუძლია შესაბამისად წყალბადის ტრიოქსობრომატისა და ტრიოქსოიოდატის წარმოქმნით:



ქლორის აღმდგენი უნარი მხოლოდ ფთორთან მიმართებაში ვლინდება. ქლორისათვის დამახასიათებელია აგრეთვე დისპროპორციონირების რეაქციები, რომლისთვისაც ყველაზე ხელსაყრელია ტუტე არე:

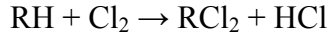




ქლორის ნაერთები (-1) ჟანგითი რიცხვით – ქლორწყალბადი და მარილმჟავა: ქლორწყალბადი უფერო, მკვეთრი სუნის აირია. წყალში ძალიან კარგად იხსნება. მისი წყალხსნარი ძლიერი მჟავაა (მარილმჟავა).

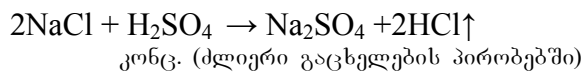
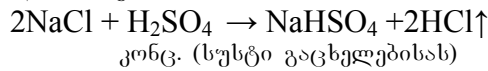
სუფთა HCl-ს ლებულობენ NaCl-ის წყალხსნარის ელექტროლიზის შედეგად გამოყოფილი წყალბადისა და ქლორისაგან სინთეზით.

დიდი რაოდენობით ქლორწყალბადი გამოიყოფა ორგანული ნივთიერებების ქლორირებისას:



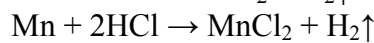
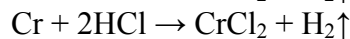
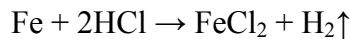
სადაც R – ორგანული რადიკალია.

ლაბორატორიაში HCl-ს ლებულობენ NaCl-ის გაცხელებით კონც. გოგირდ-მჟავასთან. გაცხელების პირობების მიხედვით რეაქცია შეიძლება წავიდეს მჟავა ან საშუალო მარილის წარმოქმნით.



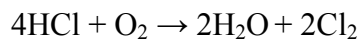
მიღებული ქლორწყალბადის წყალში გახსნით ამზადებენ მარილმჟავას. კონც. მარილმჟავა ჰაერზე ბოლავს.

მარილმჟავა, როგორც ძლიერი მჟავა რეაქციაში შედის მეტალებთან. უნდა აღინიშნოს, რომ მარილმჟავა (არა აქვს მნიშვნელობა კონცენტრირებულია თუ განზავებული) მოქმედებს მეტალთა სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალების მწკრივში მხოლოდ წყალბადამდე მოთავსებულ მეტალებთან. მეტალსა და მჟავას შორის რეაქცია ჟანგვა-აღდგენითია. მეტალი, როგორც ყოველთვის, აღმდგენია, მჟავა კი მჟანგავი. მარილმჟავას მეტალების დაჟანგვა მხოლოდ H^+ -იონებით შეუძლია, რადგან მისი ნაშთი Cl^- -იონები მჟანგავი ვერ იქნება (განსხვავებით H_2SO_4 -ისა და HNO_3 -ისაგან, რომელთა მჟავური ნაშთები მჟანგავია). წყალბადიონებს კი მხოლოდ წყალბადამდე მოთავსებული მეტალების დაჟანგვა შეუძლიათ. აქედან გამომდინარე მარილმჟავა მოქმედებს მხოლოდ წყალბადამდე მოთავსებულ მეტალებთან. ამასთან, მეტალებთან, რომლებსაც ცვალებადი ჟანგითი რიცხვი ახასიათებს, მარილმჟავა, როგორც სუსტი მჟანგავი (H^+ -იონები სუსტი მჟანგავია) წარმოქმნის მარილს მეტალის დაბალი ჟანგითი რიცხვით.



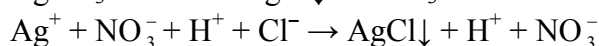
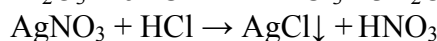
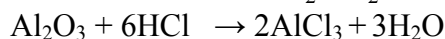
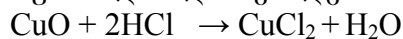
მარილმჟავას Cl^- -იონებით აღმდგენის როლში გამოსვლაც შეუძლია. იგი რეაქციაში შედის ძლიერ მჟანგავებთან – KMnO_4 , K_2CrO_7 , KClO_3 , MnO_2 და სხვ. ეს რეაქციები საფუძვლად უდევს ლაბორატორიაში ქლორის მიღებას.

HCl გაცხელებისას (კატალიზ. CuCl_2 -ის გამოყენებით) ჰაერის ჟანგბადსაც აღადგენს:



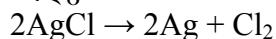
ე.ი. მარილმჟავა ჟანგვა-აღდგენითი თვალსაზრისით ორმაგი ბუნების მატარებელია, მეტალებთან დამოკიდებულებაში მჟანგავის როლში გამოდის, ხოლო ძლიერ მჟანგავებთან ურთიერთქმედებისას – აღმდგენის როლში.

მარილმჟავა, როგორც ძლიერი მჟავა, მოქმედებს ფუძე და ამფოტერულ ოქსიდებთან, ხსნად და უხსნად ჰიდროქსიდებთან და ზოგიერთ მარილთან:

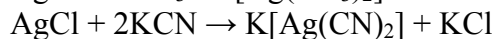
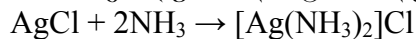


Ag⁺-იონი Cl⁻-იონის აღმომჩენია. ისინი ერთმანეთთან წყალში და მჟავაში უხსნად თეთრ ხაჭოსებრ ნალექს AgCl-ს წარმოქმნიან.

AgCl სინათლეზე იშლება:



დაშლას ახლავს ფერის ცვლილება. თეთრი ნალექი დაშლისას შავდება წვრილად დაწილადებული ვერცხლის წარმოქმნის გამო. AgCl იხსნება ამიაკის, KCN-ის წყალხსნარებში ამიაკალური და ციანიდური კომპლექსების წარმოქმნით:



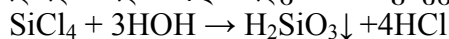
მარილმჟავას მარილების – ქლორიდების ბუნება კანონზომიერად იცვლება ჯგუფებში და პერიოდებში. მეტალების იონური (ფუძე) ქლორიდებიდან, არამეტალების კოვალენტური (მჟავა) ქლორიდებამდე. იონური ქლორიდები კრისტალური, ძნელადღვობადი ნაერთებია. კოვალენტური ქლორიდები აირები, სითხეები ან ადვილად ღვობადი მყარი ნაერთებია. იონური ქლორიდები ფუძე ბუნებისაა, კოვალენტური კი – მჟავა ბუნების.

NeCl, KCl, MgCl₂ – ფუძე ბუნების ქლორიდები

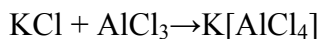
AlCl₃ – ამფოტერული ბუნების ქლორიდი

SiCl₄, PCl₅ – მჟავა ბუნების ქლორიდები

ფუძე ბუნების ქლორიდები ჰიდროლიზს არ განიცდიან, მჟავა ბუნების ქლორიდები კი შეუქცევადად ჰიდროლიზდებიან მჟავების წარმოქმნით



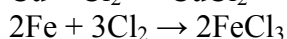
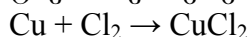
ქლორიდების განსხვავებული ბუნება მათი ერთმანეთთან ურთიერთქმედების უნარშიც ვლინდება:



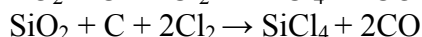
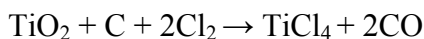
ფუძე ქლორიდები ელექტრონების დონორებია. მჟავური ბუნებისა კი აქცეპტორები. მათი ურთიერთქმედების პროდუქტები კომპლექსური ქლორიდებია.

ქლორიდების უმრავლესობა წყალში ხსნადია (უხსნადია: AgCl, CuCl, AuCl, PbCl₂).

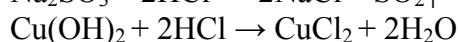
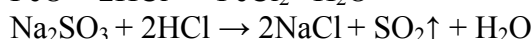
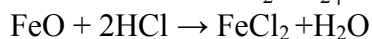
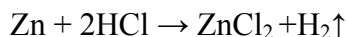
ქლორიდები მიიღება მარტივი ნივთიერებების ქლორირებით:



მყარი, არააქროლადი ოქსიდების ნახშირთან და ქლორთან ერთდროული ურთიერთქმედებით:

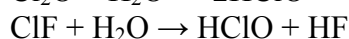
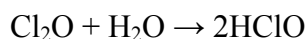


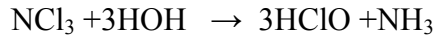
მეტალებზე, ფუძეოქსიდებზე, ფუძეებზე და მარილებზე მარილმჟავის მოქმედებით:



ქლორის ნაერთები დადებითი ჟანგვითი რიცხვით – ClF, Cl₂O, Cl₃N, HClO და მისი მარილები – ჰიპოქლორიტები.

ClF მიიღება მშრალი ფთორის და ქლორის ნარევის სუსტი გაცხელებით. ClF ეგზოთერმული ნაერთია, შედარებით მდგრადია. Cl₂O და NCl₃ ენდოთერმული არამდგრადი ნაერთებია. Cl₂O აფეთქებით იშლება ქლორად და ჟანგბადად. ამ ნაერთებს არაპირდაირი გზით ღებულობენ. მათი მიღების რეაქციების ΔG>0. აღნიშნული ნაერთები მჟავა ბუნებისაა, რაც მათი წყალთან ურთიერთქმედების რეაქციებიდანაც ჩანს:

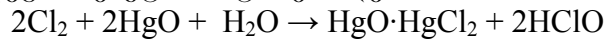




Cl_2O HClO -ს ანჰიდრიდია, იგი მოყვითალო ფერის აირია ქლორის სუნით.

როგორც უკვე აღვნიშნეთ, ქლორის წყალთან რეაქციით მიიღება ორი მჟავა – HCl და HClO .

HClO -ს მიღება შემდეგი რეაქციითაც შეიძლება:

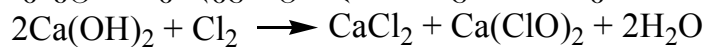


HClO – ქვექლოროვანმჟავა, ძალიან სუსტია, როგორც მჟავა, მაგრამ ძლიერია, როგორც მუანგავი. მის მარილებს ჰიპოქლორიტები ეწოდება. ისინიც ძლიერი მუანგავებია. ჰიპოქლორიტები მიიღება Cl_2 -ის მოქმედებით ტუტეებთან:



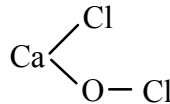
ჰიპოქლორიტების ხსნარები ძლიერი მუანგავებია. ისინი გამოიყენება ქსოვილებისა და ქაღალდის გასაუფერულებლად.

ჩამქრალი კირის ხსნარში ქლორის გატარებისას მიიღება ე.წ. ქლორიანი კირი. მიმდინარე რეაქცია შემდეგი ტოლობით გამოისახება:

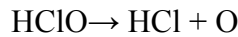
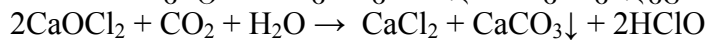


ქლორიანი კირი

მისი შეკვეცილი ფორმულაა CaOCl_2 :

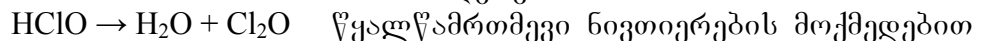
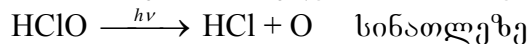


ქლორიანი კირი არის ორი მჟავას – HCl -ის და HClO -ს შერეული მარილი, იგი გამოიყენება, როგორც გამაუფერულებელი და მადეზინფექციონებელი საშუალება. ამ უნარს მას ნესტიან ჰაერზე მიმდინარე შემდეგი რეაქცია ანიჭებს:



ატომური უანგბადი ძლიერი ანტისეპტიკია.

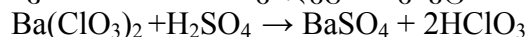
HClO ხსნარში პირობების მიხედვით სამი სხვადასხვა სქემით იშლება:



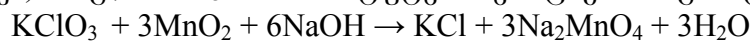
აქედან გამომდინარე, ტუტის ცხელ ხსნარში ქლორის გატარებისას მიიღება HCl და HClO_3 -ის მარილები.



KClO_3 – კალიუმის ტრიოქსოქლორატი (ბერთოლეს მარილი). ცივ წყალში ცუდად იხსნება, ამიტომ ხსნარის გაცივებისას ხდება მისი გამოკრისტალება. ასე ღებულობენ ბერთოლეს მარილს. ამ მარილის შესაბამისი მჟავა არის HClO_3 – ქვექლორმჟავა (წყალბადის ტრიოქსოქლორატი), ის მხოლოდ წყალხსნარებში არსებობს. მაგრამ HClO – საგან განსხვავებით შესაძლებელია მისი კონცენტრაცია ხსნარში 40%-მდე იყოს. HClO_3 -ს შემდეგი რეაქციით ღებულობენ:

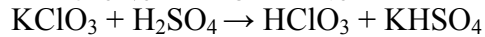


HClO_3 ძლიერი მჟავაა. იგი დაახლოებით ისე დისოცირდება, როგორც HCl და HNO_3 . HClO_3 ძლიერი მუანგავიცაა. მისი HCl -თან ნარევი ისეთივე ძლიერი მუანგავია, როგორც HCl -ის და HNO_3 -ის ნარევი. ძლიერი მუანგავებია მისი მარილებიც – მყარ მდგომარეობაში გაცხელებისას (მათი წყალხსნარი კი საერთოდ არ არის მუანგავი). მაგ., KClO_3 MnO_2 -ს ტუტე არეშიც კი მანგანატამდე უანგავს:

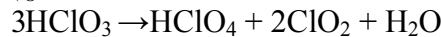


ეს რეაქცია სარეაქციო ნარევის შეღებვის პირობებში მიდის.

ქლორატების ფრთხილი აღდგენით მიიღება ქლორის დიოქსიდი – ClO_2 , ფეთქებადი, ყვითელი ფერის აირი, იგი ძლიერი მუანგავია. ClO_2 ბერთოლეს მარილზე კონც. H_2SO_4 -ის მოქმედებითაც მიიღება:



მიღებული HClO_3 იშლება:



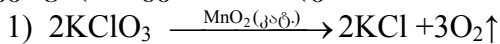
ჩვეულებრივ პირობებში ბერთოლეს მარილზე კონც. H_2SO_4 -ის დამატებისას შეინიშნება ყვითელი ფერის აირის გამოყოფა, რომელიც ClO_2 -ია.

ClO_2 ტუტესთან დისპროპორციონირების რეაქციაში შედის:



KClO_2 -ის შესაბამისი მუავა – HClO_2 ძალიან არამდგრადია. სიძლიერით და მუანგავი უნარით ის შუალედურია HClO_2 -სა და HClO_3 -ს შორის.

KClO_3 – ბერთოლეს მარილი გახურების პირობების მიხედვით ორი განსხვავებული სქემით იშლება:

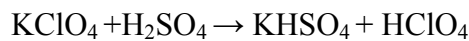


კატალიზატორ MnO_2 -თან ერთად გახურებისას დაშლა ძირითადად ამ სქემით მიმდინარეობს.

2) უკატალიზატოროდ გახურებისას კი დაშლა ორი მარილის წარმოქმნით მიდის:



KClO_4 – კალიუმის პერქლორატი ანუ ტეტრაოქსოქლორატი. აღნიშნულ მარილზე კონცენტ. H_2SO_4 -ის მოქმედებით შეიძლება თავისუფალი სახით HClO_4 -ის მიღება. HClO_4 – უფერო, ჰაერზე მბოლავი მუავაა. იგი მუავებს შორის ყველაზე ძლიერი მუავაა.



შემცირებული წნევის პირობებში შესაძლებელია მისი გამოხდა და თავისუფალი სახით მიღება.

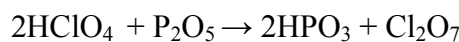
უწყლო HClO_4 ნაკლებად მდგრადია. შენახვისას სრულიად უმიზეზოდ შეიძლება აფეთქდეს. მისი წყალხსნარი კი მდგრადია. როგორც მუანგავი, გაცილებით ნაკლებ აქტიურია, ვიდრე ქლორის სხვა ოქსომუავები. მისი განზავებული ხსნარი საერთოდ არ არის მუანგავი.

$[\text{ClO}_4]^-$ ტეტრაედრული აღნაგობისაა, რაც ქლორის ატომის სავალენტო ორბიტალების sp^3 ჰიბრიდაციას შეესაბამება, რომელიც სტაბილიზდება π ბმებით.

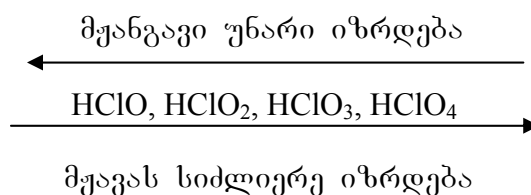
მიღებულია მრავალი ტეტრაოქსოქლორატი, რომელთა შორის ყველაზე მნიშვნელოვანია KClO_4 , რომელიც მიიღება KClO_3 ხსნარის ელექტროლიზით. ტეტრაოქსოქლორატებს ძირითადად, ფეთქებადი ნივთიერებების დასამზადებლად იყენებენ.

ტეტრაოქსოქლორატების (პერქლორატების) უმრავლესობა წყალში ხსნადია.

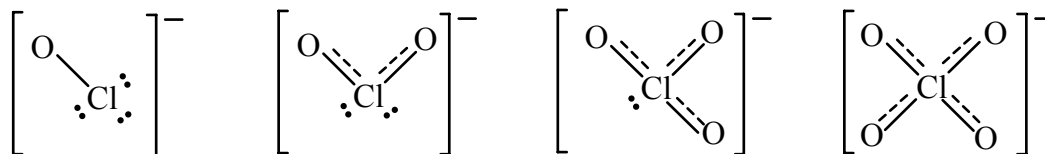
შემცირებული წნევის პირობებში HClO_4 -ის P_2O_5 -თან სუსტი შეთბობისას მიიღება უფერო ზეთისებრი სითხე, რომელიც HClO_4 -ის ანჰიდრიდს წარმოადგენს:



გაცხელებისას Cl_2O_7 ფეთქდება, თუმცა Cl_2O -სა და ClO_2 -თან შედარებით უფრო მდგრადია. მასზე წყლის მოქმედებით ქლორმუავა მიიღება.

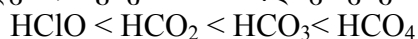


რიგში: ClO^- , ClO_2^- , ClO_3^- , ClO_4^- , ანიონების მდგრადობა იზრდება, რაც გამოწვეული უნდა იყოს იმ სავალენტო ელექტრონული წყვილების რიცხვის გაზრდით, რომლებიც ბმების წარმოქმნაში მონაწილეობს. ClO_4^- -იონში Cl-ის ატომის ოთხივე სავალენტო წყვილი გამოყენებულია. აღნიშნული იონი განსაკუთრებული მდგრადობით ხასიათდება.



სქემა 1. ქლორის ოქსოანიონები

მდგრადობის ზრდასთან დაკავშირებით რიგში მუანგავი უნარი აღნიშნული მიმართულებით მცირდება, მუავათა სიძლიერე კი – პირიქით, იზრდება.



ჟანგბადის ატომების რიცხვის ზრდასთან ერთად აღნიშნულ რიგში იზრდება O – H ბმის პოლარიზაციის ხარისხი, რაც შესაბამისად ზრდის დისოციაციის ხარისხს.

ქლორი გამოიყენება მრავალი არაორგანული და ორგანული ნაწარმის მისაღებად. მისი გამოყენებით ღებულობენ მარილმუავას, ქლორიან კირს, ჰიპოქლორიტებს, ქლორიდებს და ა.შ. ქლორის დიდი რაოდენობა ხმარდება ქსოვილების და ცელულოზას გაუფერულებას (რომელსაც ქალაქის წარმოებაში იყენებენ), სასმელი წყლის გაუვნებელყოფას. იგი გამოიყენება ფერად მეტალურგიაში მადნების ქლორირებისათვის, რომელიც ზოგიერთი მეტალის წარმოების ერთ-ერთ სტადიას წარმოადგენს.

ქლორის გამოყენებით მიიღება მრავალი ორგანული გამხსნელი: დიქლორეთანი, ტეტრაქლორნახშირბადი და ა.შ. ორგანულ ნაერთთა ბევრი ქლორნაწარმი გამოიყენება სოფლის მეურნეობაში.

ქლორორგანული ნაერთების საფუძველზე მზადდება სხვადასხვა სინთეზური ბოჭკო, კაუჩუკი, ტყავის შემცვლელი ნივთიერებები და ა.შ. ასე, რომ ქლორი ქიმიური მრეწველობის ერთ-ერთი უმნიშვნელოვანესი პროდუქტია.

2.3. ბრომის ქვეჯგუფის ელემენტები

აღნიშნულ ელემენტებსაც, სხვა ჰალოგენების მსგავსად, გარე შრეში 7 ელექტრონი აქვთ. აქედან გამომდინარე, მათ VIIA ჯგუფის ტიპურ არამეტალებთან – ფთორთან და ქლორთან დიდი მსგავსება ახასიათებთ, მაგრამ ბოლოსწინა ორბიტალები თუ ფტორს და ქლორს ინერტული აირების მსგავსი – დასრულებული 8 ელექტრონიანი აქვთ, Br-ისა და I-ის შემთხვევაში ბოლოსწინა გარსი 18 ელექტრონიანია, რაც გარკვეულ გავლენას ახდენს მათ თვისებებზე. მაღალი ჟანგვითი რიცხვის შემთხვევაში ბრომის ქვეჯგუფის ელემენტები არსებითად განსხვავდებიან ფთორისა და ქლორისაგან. მათი დამახასიათებელი ჟანგვითი რიცხვებიდან -1, +1, +3, +5 და +7, ყველაზე მდგრადია ნაერთები -1 და +5 ჟანგვითი რიცხვებით.

ბრომი და მისი ანალოგები არამეტალებია, თუმცა ატომის რადიუსის ზრდასთან ერთად მცირდება არამეტალური თვისებები და იოდსა და ასტატში უკვე შეიმჩნევა ამფოტერობის ნიშნები. ბრომი და იოდი საკმაოდ გავრცელებულია ნაერთების სახით; ასტატი, ბუნებაში პრაქტიკულად არ გვხვდება. მას არა აქვს არცერთი სტაბილური იზოტოპი.

ბრომის ნაერთები, ძირითადად, ქლორის ნაერთებთან ერთად არის ბუნებაში გავრცელებული. მათი ნაერთები გვხვდება ზღვის წყალსა და ჭაბურღილების წყლებში. იგივე გავრცელების არეალი აქვს იოდს.

რიგში $\text{Br}_2\text{-I}_2\text{-At}_2$ ბირთვთაშორის მანძილის ზრდასთან ერთად მოლეკულის ატომებად დისოციაციის ენერგია მცირდება. ატომური რადიუსების ზრდასთან ერთად, შესაბამისად იზრდება მოლეკულათა პოლარიზებადობის უნარი.

ბრომი და იოდი წყალში მცირედ იხსნება. გაცილებით მაღალია მათი ხსნადობა ორგანულ გამხსნელებში (სპირტი, ეთერი, ბენზოლი და ა.შ.), ამიტომ აღნიშნულ გამხსნელებს იყენებენ ბრომის და იოდის სხვადასხვა ნარევიდან გამოსაყოფად.

იოდი, როგორც მოლეკულური აღნაგობის მქონე მყარი ნივთიერება, გაცხელებისას ადვილად ქროლდება. მყარი მდგომარეობიდან გაღვობის გარეშე გადადის ორთქლის მდგომარეობაში (სუბლიმაცია). წარმოქმნის იისფერ ორთქლს, მისი სახელწოდება – იოდიც აქედან წარმოდგება. ეს თვისება სუფთა იოდის მისაღებად გამოიყენება.

სახამებელთან იოდი ლურჯ შეფერვას იძლევა. სახამებელი და იოდი ერთმანეთის აღმოჩენია.

ბრომი და იოდი საკმაოდ ძლიერი მუანგავებია, თუმცა, ამ თვალსაზრისით ჩამორჩებიან ფთორსა და ქლორს. რიგში $\text{F}_2, \text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2, \text{At}_2$ მუანგავი უნარი მცირდება. ამავე მიმართულებით იზრდება მარტივი ნივთიერებებიდან ჰალოგენ-წყალბადების წარმოქმნის რეაქციების ΔG -ს მნიშვნელობები (ცხრ.5):

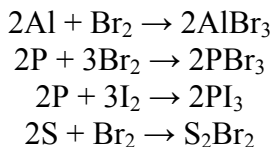


ცხრილი 5.

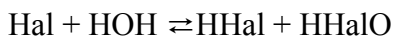
ჰალოგენწყალბადი	HF	HCl	HBr	HI
$\Delta G, \text{კჯ/მოლი}$	-283	-95	-53	+1,8

HF-ის წარმოქმნა გაცივების პირობებშიც კი აფეთქებით მიმდინარეობს, HCl-ის წარმოქმნას სინათლის ენერგია ჭირდება, HBr-ის მისაღებად გაცხელებაა აუცილებელი, HI-ის მიღება კი ისეთ მაღალ ტემპერატურაზე მიმდინარეობს, როცა მისი მოლეკულების დიდი ნაწილი იშლება.

ბრომი და იოდი სხვა ჰალოგენების მსგავსად მუანგავენ მეტალებს და ზოგიერთ არამეტალსაც:

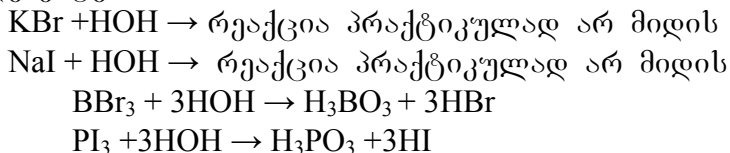


რიგში $\text{Cl}_2\text{-Br}_2\text{-I}_2$ ჰალოგენების მუანგავი უნარის შემცირება დისპროპორციონირების რეაქციებშიც აისახება:



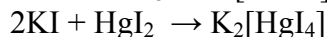
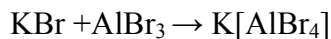
ქლორის შემთხვევაში წონასწორობა მარჯვნივ არის გადახრილი, ამიტომ ქლორიანი წყალი ახლად დამზადებული უნდა იყოს. ბრომის და იოდის შემთხვევაში, ზემოაღნიშნული რეაქციის წონასწორობა გადანაცვლებულია მარცხნივ.

ფთორიდების და ქლორიდების ანალოგიურად, ბრომიდები და იოდიდებიც შეიძლება იყოს ფუძე (ტუტე და ტუტემიწათა მეტალების) და მუავა ბუნების (არამეტალური ელემენტების):

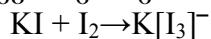


ე.ი მჟავა ბუნების ბრომიდები და იოდიდები ბოლომდე ჰიდროლიზდებიან მჟავების წარმოქმნით.

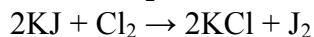
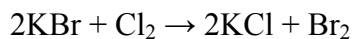
განსხვავებული ქიმიური ბუნება კარგად ჩანს მათი ერთმანეთისადმი დამოკიდებულებაშიც:



ტუტე მეტალების იოდიდებს წყალხსნარებში ახასიათებს იოდის მოლეკულების შეერთება კომპლექსნაერთების – პოლიიოდიდების წარმოქმნით.



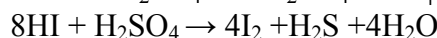
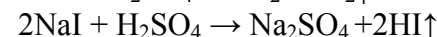
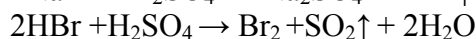
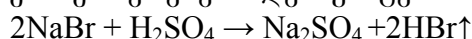
მიღება: ბრომსა და იოდს მარილთა წყალხსნარებში ქლორის გატარებით ღებულობენ:



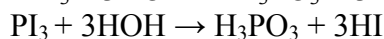
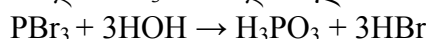
Cl_2 -ის, Br_2 -ის და I_2 -ის მიღება შეიძლება შემდეგი რეაქციითაც:



ბრომწყალბადი და იოდწყალბადი HCl -ის ანალოგიურად შესაბამის მარილებზე კონც. H_2SO_4 -ის მოქმედებით არ მიიღება, რადგან HBr და HI ძლიერი აღმდგენლებია (რიგში HCl , HBr , HI – აღმდგენი უნარი ძლიერდება. ერთადერთი HF არ არის აღმდგენი), ამიტომ HCl -ისაგან განსხვავებით, ისინი რეაქციას აგრძელებენ კონც. H_2SO_4 -თან, როგორც მუანგავთან. HBr გოგირდმჟავას SO_2 -მდე ადადგენს, ხოლო HI , როგორც უფრო ძლიერი აღმდგენი – მაქსიმალურად H_2S -მდე. თვითონ კი მარტივ ნივთიერებებამდე იჟანგებიან.

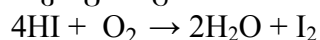


HBr -ს და HI -ს PBr_3 -ის და PI_3 -ის ჰიდროლიზით ღებულობენ:

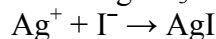
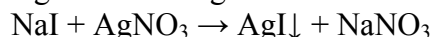
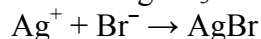
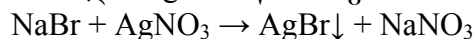


HBr და HI მკვეთრი სუნის მქონე უფრო აირებია, წყალში კარგად იხსნებიან ძლიერი მჟავების წარმოქმნით. მჟავათა სიძლიერე რიგში HCl , HBr , HI იზრდება ჰალოგენ-იონების რადიუსის ზრდასთან დაკავშირებით. იმავე რიგში აღმდგენი უნარიც ძლიერდება.

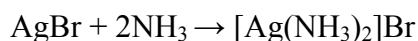
HI წყალხსნარში ჰაერის ჟანგბადითაც იჟანგება, ამიტომ HI -ის წყალხსნარი ჰაერზე მუქდება I_2 -ის გამოყოფის გამო:



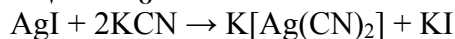
HBr -სა და HI -ს როგორც ძლიერ მჟავებს მჟავას ყველა თვისება აქვს. მოქმედებენ მეტალებთან (წყალბადამდე მოთავსებულთან), ფუძე და ამფოტერულ ოქსიდებთან, ხსნად და უხსნად ჰიდროქსიდებთან და მარილებთან. Br^- და I^- იონებს წყალხსნარიდან ლექავს Ag^+ -იონი ყვითელი ფერის წყალში და მჟავაში უხსნადი მარილების AgBr -სა და AgI -ის წარმოქმნით:



AgBr , AgCl -ის მსგავსად, იხსნება ამიაკის წყალხსნარში ამიაკატური კომპლექსის წარმოქმნით:

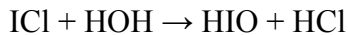


AgI ამიაკის წყალხსნარში არ იხსნება. მას ხსნის KCN -ის ხსნარი ციანიდური კომპლექსის წარმოქმნით:



ბრომიდებისა და იოდიდების გამოსაცნობად, მათ სახამებლიან წყალხსნარში ატარებენ ქლორს. ხსნარის გაღურჯება იოდის გამოყოფის დამამტკიცებელია.

ბრომისა და იოდის ნაერთები დადებითი ჟანგვითი რიცხვით: BrF, BrCl, Br₂O, IF, ICl, IBr – ყველა ეს ბინარული ნაერთი მჟავა ბუნებისაა, რაც წყალთან მათი ურთიერთქმედებით დასტურდება:



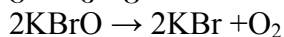
ბრომი და იოდი ქლორის მსგავსად შედის ტუტეებთან დისპროპორციონირების რეაქციებში:



ჰიპობრომიდები და ჰიპოიოდიდები ძლიერი მჟანგავებია. გაცხელებით ისინი დისპროპორციონირებას განიცდიან:

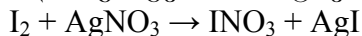


ან იშლებიან ჟანგბადის გამოყოფით:

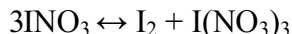


შესაბამისი მჟავები HBrO და HIO მხოლოდ წყალხსნარებშია ცნობილი. ისინი HClO-ის ანალოგიურად, სუსტი მჟავები და ძლიერი მჟანგავებია.

აღსანიშნავია, რომ იოდი (იშვიათად ბრომი) წარმოქმნის მარილის მსგავს ნაერთებს, რომლებშიც იოდის ჟანგვითი რიცხვი +1 ან +3-ია. მაგალითად, INO₃:



INO₃ განიცდის დისპროპორციონირებას თავისუფალი I₂-ის და იოდ (III)-ის ნიტრატის წარმოქმნით:

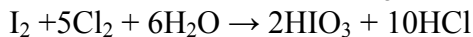
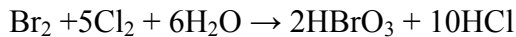


ცნობილია იოდის ფოსფატი, აცეტატი, პერქლორატი. ისინი ჰიდროლიზდებიან მჟავების წარმოქმნით.

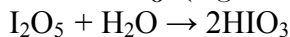
ტუტეების ცხელ ხსნართან ბრომის და იოდის ურთიერთქმედების რეაქციებიც ქლორის ანალოგიურად მიმდინარეობს:



შესაბამისი მჟავები წყალხსნარებში ბრომისა და იოდის ქლორით დაჟანგვით მიიღება:



HIO₃-ის ანჰიდრიდია I₂O₅, რომელიც იოდის მდგრადი ოქსიდია.



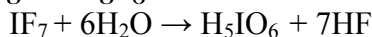
HIO₃-ის გამოყოფა თავისუფალ მდგომარეობაში ხერხდება. HClO₃, HBrO₃, HIO₃ აღნიშნული მიმართულებით მჟავების სიძლიერე კლებულობს, მდგრადობა კი იზრდება. ასეთივე მიმდევრობით იზრდება მარილების მდგრადობაც: ქლორატები, ბრომატები, იოდატები.

KIO₃ ბუნებაშიც არის გავრცელებული. მას ჩილეს გვარჯილა შეიცავს.

ძლიერი გაცხელებისას ბრომატები და იოდატები იშლებიან ჟანგბადის გამოყოფით.

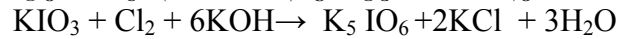
უმაღლესი ჟანგვითი რიცხვი +7, ქლორისაგან განსხვავებით, ბრომს ნაკლებად ახასიათებს. უმაღლესი ჟანგვითი რიცხვით ცნობილია ფტორნაერთები BrF₇ და IF₇.

ფტორნაერთები მჟავური ბუნებისაა:

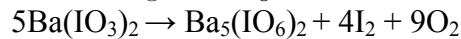


IO₆⁵⁻ -ში მიიღწევა V პერიოდის ელემენტებისათვის დამახასიათებელი კოორდინაციული რიცხვი 6. ამ იონს ოქტაედრის ფორმა აქვს ცენტრში იოდის

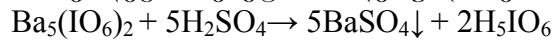
ატომით. H_5IO_6 HClO_4 -თან შედარებით ძალიან სუსტი მჟავაა. მისი მარილები ტუტე არეში ოქსოიდატების ქლორით დაჟანგვით მიიღება:



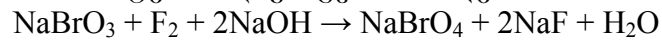
ან ოქსოიდატების დისპროპორციონირებით:



ხოლო შესაბამის მჟავას შემდეგი რეაქციით ღებულობენ:



HBrO_4 თავისუფალ მდგომარეობაში მიღებული არ არის. მიღებულია მისი წყალხსნარი, რომელიც ძლიერი მჟავა და ძლიერი მუანგავია. HBrO_4 -ის მარილები ტრიოქსობრომიტების დაჟანგვით მიიღება:



ბრომისა და იოდის თვისებები უდევს საფუძვლად მათ ფართო გამოყენებას სხვადასხვა სინთეზებსა და ანალიზში.

ბრომის და იოდის ნაერთები ძირითადად წამლების დასამზადებლად გამოიყენება. იოდი გამოიყენება, როგორც ანტისეპტიკი და სისხლდენის შემაჩერებელი საშუალება.

მესამე თავი

პერიოდული სისტემის VI ჯგუფის p-ელემენტების ზოგადი დახასიათება

პერიოდული სისტემის VIA ჯგუფის ელემენტებია: ჟანგბადი (O), გოგირდი (S), სელენი (Se), ტელური (Te), პოლონიუმი (Po) (რადიოაქტიური ელემენტი). ამ ელემენტებს ქალკოგენებს უწოდებენ, რაც ბერძნულად – “სპილენძმზადს” ნიშნავს და წარმოდგება სპილენძის ბუნებრივი მინერალების ოქსიდური და სულფიდური წარმოშობიდან (Cu_2O – კუპრიტი, Cu_2S – ქალკოზინი, $CuFeS_2$ – ქალკოპირიტი).

ქალკოგენები p-ელემენტებია. რიგში O - S - Se - Te - Po მონოტონურად იზრდება ატომური და იონური რადიუსები, შესაბამისად მცირდება იონიზაციის ენერგიები, ელექტრონისადმი სწრაფვა და ელექტროუარყოფითობა (ცხრილი 6).

**ცხრილი 6. VIA ჯგუფის ელემენტების
ატომთა ელექტრონული კონფიგურაციები**

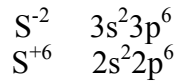
O	[He] $2s^2 2p^4$
S	[Ne] $3s^2 3p^4$
Se	[Ar] $4s^2 4p^4$
Te	[Kr] $5s^2 5p^4$
Po	[Xe] $6s^2 6p^4$

ხოლო სავალენტო ელექტრონული შრის კონფიგურაციაა $ns^2 np^4$. ე.ი. გარე შრეში ყველა მათგანს აქვს ექვსი ელექტრონი, რითაც აიხსნება ამ ელემენტების მსგავსი ქიმიური თვისებები. მათ, განსაკუთრებით კი ჟანგბადსა და გოგირდს, მკაფიოდ გამოხატული არამეტალური თვისებები გააჩნიათ, რომელიც მომდევნო ელემენტებში თანდათან მცირდება, რასაც ადასტურებს ამ მიმართულებით ელექტროუარყოფითობის მნიშვნელობათა შემცირება. ამავე რიგში კლებულობს მათი მჟანგავი უნარი. პოლონიუმი უკვე მეტალური ბუნების ელემენტია, მოვერცხლისფრო-თეთრი ფერისაა, მას არ აქვს არცერთი სტაბილური იზოტოპი, გავრცელებულია ურანის და თორიუმის მინერალებში. კიურებმა აღმოაჩინეს, როგორც ურანის რადიოაქტიური დაშლის პროდუქტი. იგი იშვიათი ელემენტია.

**ცხრილი 7. ქალკოგენების ზოგიერთი ფიზიკური
მახასიათებელი**

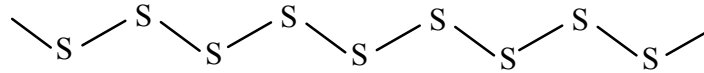
ელემენტი	ატომური რადიუსი, ნმ	იონიზაციის ენერგია, ევ	ელექტრო-უარყოფითობა, პ.ე.
O	0,0065	13,618	3,44
S	0,0109	9,75	2,58
Se	0,0122	9,75	2,55
Te	0,0142	9,01	2,10

ქალკოგენები წყალბადთან და მეტალებთან ავლენენ -2 ჟანგვით რიცხვს, მათზე ელექტროუარყოფით ელემენტებთან კი +2, +4, +6 ჟანგვით რიცხვებს (გარდა ჟანგბადისა). ჟანგბადსა და გოგირდს წინა ორბიტალები ინერტული აირების მსგავსი დასრულებული, შესაბამისად, ორ და რვა ელექტრონიანი აქვთ, დანარჩენებს კი – 18-ელექტრონიანი, რაც გარკვეულ გავლენას ახდენს მათ თვისებებზე. სწორედ აქედან გამომდინარეობს ჟანგბადისთვის (-2) და გოგირდისთვის (-2) და (+6) ჟანგვითი რიცხვებით ნაერთთა ყველაზე მაღალი მდგრადობა, რამდენადაც ამ შემთხვევებში მიიღწევა ინერტული აირების დამახასიათებელი მდგრადი ელექტრონული კონფიგურაციები. მაგალითად, გოგირდისთვის:



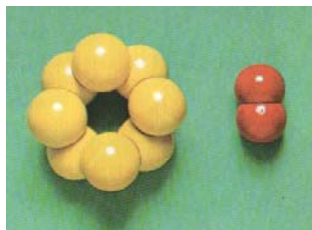
სელენისა და ტელურისათვის უფრო მდგრადია ნაერთები (-2) და (+4) ჟანგვითი რიცხვებით, ხოლო პოლონიუმისათვის, რომლის ატომებსაც მნიშვნელოვნად დიდი რადიუსი აქვთ, ძირითადად დამახასიათებელია დადებითი ჟანგვითი რიცხვები (+2) და (+4).

თავის მხრივ, გოგირდი არსებითად განსხვავდება ჟანგბადისგანაც მდგრადი ჰომოჯაჭვების წარმოქმნის უნარით:



ნახაზი 1. გოგირდის ჰომოჯაჭვური სტრუქტურა

— S — S — S — ბმების სიმტკიცე მნიშვნელოვნად მაღალია — O — O — O — ბმების სიმტკიცეზე, რაც გამოწვეულია ჟანგბადის ატომების ძალიან მცირე რადიუსით, რომელიც კოვალენტური ბმებით დაკავშირებული ჟანგბადატომების ელექტრონების ძლიერ ურთიერთგანზიდვას იწვევს, რის შედეგადაც — O — O — O — ბმის ენერგიები მცირდება. რაც შეეხება O = O ბმას, იგი მტკიცეა, რასაც განაპირობებს $P_{\pi} - P_{\pi}$ გადაფარვა, რომელიც ატომის განსაკუთრებულად მცირე რადიუსის მქონე არამეტალებს ახასიათებთ. აქედან გამომდინარე, ჟანგბადი მდგრადია ორატომიანი მოლეკულების (O_2), ხოლო გოგირდი და სელენი S_8 და Se_8 მოლეკულების სახით.



ნახაზი 2. S_8 და O_2 მოლეკულების მოდელები

ტელურისა და პოლონიუმისათვის დამახასიათებელია მოლეკულებში ატომთა რიცხვის შემცირება, რაც მათი ატომების რადიუსების მნიშვნელოვანი ზრდით არის გამოწვეული, რომელიც ყოველთვის იწვევს ატომებს შორის ოდინარული ბმების შესუსტებას.

განსხვავებულია ქალკოგენების აგრეგატული მდგომარეობაც. ჟანგბადი ჩვეულებრივ პირობებში აირია, დანარჩენები მყარი ნივთიერებებია, რომელთა ლღობის ტემპერატურები რიგში S - Se - Te - Po მონოტონურად იზრდება, რაც ამ მიმართულებით მოლეკულათაშორისი მიზიდვის ძალების გაძლიერებით არის გამოწვეული, ხოლო ამ ძალების გაძლიერება მათი ატომების რადიუსების გაზრდასთან დაკავშირებულ პოლარიზებადობის გაზრდამ განაპირობა. განსხვავებულია მათი სხვა ფიზიკური თვისებებიც. გოგირდი კარგი იზოლატორია, სელენი დენს სუსტად ატარებს, ხოლო ტელური კარგი გამტარია და ახასიათებს ლითონური ბზინვაც.

ქალკოგენები წარმოქმნიან წყალბადნაერთებს შედგენილობით H_2E ($E=S, Se, Te$), მათი წყალხსნარები სუსტი მჟავებია. მჟავა ბუნება რიგში $H_2S < H_2Se < H_2Te$ იზრდება, რაც S - Se - Te ამ მიმართულებით ატომთა რადიუსების ზრდასთან არის დაკავშირებული. H_2S, H_2Se -ში სავალენტო კუთხე 92° -ია, H_2Te -ში კი 90° , რაც იმის დამადასტურებელია, რომ წყლის მოლეკულის ჟანგბადისგან განსხვავებით (sp^3 -ჰიბრიდიზაცია, სავალენტო კუთხე $104,5^\circ$) გოგირდის, სელენის და ტელურის ორბიტალები ჰიბრიდიზაციას არ განიცდიან და წყალბადთან

ბმები არაჰიბრდული p-ორბიტალებით არის დამყარებული. აღნიშნული ნაერთების წყალხსნარები ძლიერი აღმდგენებია.

S, Se, Te წარმოქმნიან ოქსიდებს EO_2 და EO_3 შედგენილობით, რომლებიც ქიმიური ბუნებით მჟავა ოქსიდებია. მათ შეესაბამებათ მჟავები H_2EO_3 და H_2EO_4 . განსხვავებული შედგენილობა აქვს TeO_3 -ის შესაბამის მჟავას H_6TeO_6 , რომელიც გოგირდისა (H_2SO_4) და სელენის (H_2SeO_4) მჟავებისაგან არა მარტო შედგენილობით (H_6TeO_6) განსხვავდება, არამედ სიძლიერითაც. H_6TeO_6 სუსტი მჟავაა, მაშინ როცა გოგირდმჟავა და სელენმჟავა – ძლიერი მჟავებია.

3.1. ჟანგბადი

„ჟანგბადი ის ღერძია, რომლის გარშემოც ბრუნავს ქიმია“
ა. ბერცელიუსი

ჟანგბადი ბუნებაში. დედამიწის ქერქში გავრცელების მიხედვით ჟანგბადს პირველი ადგილი უკავია, ხოლო მთლიანად დედამიწის სფეროში – მეორე (რკინის შემდეგ). იგი დედამიწის ქერქის მასის 49,19%-ს შეადგენს, ხოლო მთლიანი დედამიწის სფეროს 28,56 %-ს, ე.ი. მისი მასის მეოთხედზე მეტს. ჰაერში მოცულობით 20,9%-ია, მთლიანად ატმოსფეროში კი – 0,03%.

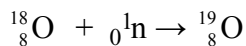
არაორგანულ ნაერთთა მნიშვნელოვანი რაოდენობა ჟანგბადშემცველია. ლითოსფეროს მარილები: კარბონატები, სილიკატები, სულფატი (მირაბილიტი $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, თაბაშირი – $CaSO_4 \cdot 2H_2O$), ფოსფატები, ნიტრატები და ა.შ. მრავალი რთული აღნაგობის ნაერთი. მაგალითად, კაოლინი ($H_4Al_2Si_2O_9$), მისი გარდაქმნის პროდუქტები, შპატები და სხვა – სულ 120-ზე მეტი მინერალი.

ჟანგბადის მასური წილი ცოცხალ ორგანიზმებში საკმაოდ მაღალია. ის შედის ცილების, ცხიმების, ნახშირწყლების და ა.შ. შედგენილებაში. ჟანგბადის მნიშვნელოვანი წყაროა წყალი.

ჟანგბადი უმნიშვნელოვანეს როლს ასრულებს ბუნებაში. ფოტოსინთეზი ($6CO_2 + 6H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \uparrow$) ცხოველთა და მცენარეთა სუნთქვის პროცესები, ნიადაგში მიმდინარე მთელი რიგი გარდაქმნები და ა.შ. თვლიან, რომ ატმოსფეროში ჟანგბადის რეგენერაცია ფოტოსინთეზის შედეგია და არა გეოლოგიური ან ბირთვული გარდაქმნების.

ჟანგბადს არსებითი როლი ეკისრება თბურ დანადგარებში, რომელთა გამოყენება სხვადასხვა ნივთიერებებთან (მაგ., აირადი ან მყარი სათბობი და სხვ.) მისი ურთიერთქმედების ეგზოთერმულ ეფექტზე დაფუძნებული. ჟანგბადი აგრეთვე გამოიყენება მეტალურგიაში ფოლადის ღნობის პროცესის ინტენსიფიკაციისათვის, გამოიყენება გოგირდმჟავას და აზოტმჟავას წარმოებაში და ა.შ.

ცნობილია ჟანგბადის სამი სტაბილური იზოტოპი: $^{16}_8O$, $^{17}_8O$, $^{18}_8O$. პირველი იზოტოპის შემცველობა 90,76%-ს შეადგენს, ხოლო დანარჩენი ორის, შესაბამისად, 0,04% და 0,20%. ჟანგბადის იზოტოპი $^{19}_8O$, რადიოაქტიურია და ხელოვნურად არის მიღებული ბირთვული გარდაქმნით. ამ გარდაქმნის სქემა ასეთია:

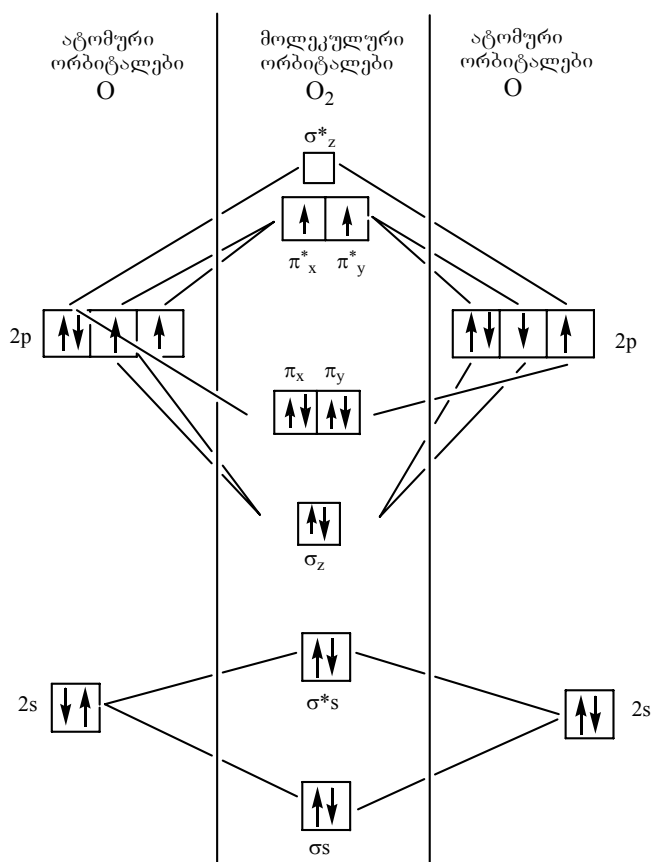


აღსანიშნავია, რომ ატომურ რეაქტორში გამავალი წყალი ზემოთ აღნიშნული პროცესის მიმდინარეობის გამო ხდება რადიოაქტიური. ბიოსფეროს დაბინძურების თავიდან აცილების მიზნით აუცილებელია მისი მოცილება. მეორეს მხრივ, ხელოვნურად მიღებულ ჟანგბადის ამ იზოტოპს გამოყენებაც აქვს. იგი გამოიყენება მეტალებში ჟანგბადის კვალის აღმოსაჩინად. მეტალს ბირთვულ რეაქტორში ასხივებენ ნეიტრონების ძლიერი ნაკადით. შემდეგ ხდება

მისი რადიოაქტიურობის ხარისხის შეფასება, რომლის გამოვლენის მიზეზი ნეიტრონების მოქმედებით ჟანგბადის რადიოაქტიური იზოტოპის ^{19}O წარმოქმნაა.

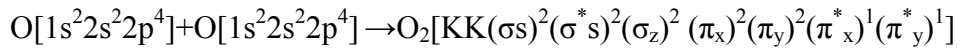
აღმოჩნდა, რომ ერთი და იმავე ელემენტთან ჟანგბადის სხვადასხვა იზოტოპის ნაერთი თვისებებით განსხვავებულია. მაგ., CO , წარმოქმნილი ^{12}C და ^{18}O იზოტოპებისაგან, განსხვავდება CO -საგან, რომელიც მიღებულია ^{12}C და ^{19}O იზოტოპებისაგან. პირველის ღვობის ტემპერატურაა 205°C , მეორესი კი – $204,5^{\circ}\text{C}$. განსხვავება დიდი არ არის, მაგრამ იგი საკმარისია შესაბამისი იზოტოპების დასაცვილებლად.

მოლეკულური ჟანგბადი. მისი აღნაგობა: ჟანგბადის მოლეკულა ორატომიანია – O_2 . მოლეკულის წარმოქმნაში მონაწილეობს 2s- და 2p-ატომური ორბიტალები (1s ელექტრონები ბმის წარმოქმნაში არ მონაწილეობს, ისინი არამაკავშირებელი ელექტრონებია). ორი ატომური 2s-ორბიტალიდან მიიღება ორი მოლეკულური ორბიტალი $\sigma_{g,s}$ და $\sigma_{g,s}^*$, რომლებიც ელექტრონებით ბოლომდე შევსებულია. ამიტომ ისინი ფაქტიურად ერთმანეთს აკომპენსირებენ და მოლეკულის წარმოქმნაში არავითარი წვლილი არ შეაქვთ. რაც შეეხება 2p-ორბიტალებს, მათგან მიღებული ექვსი მოლეკულური ორბიტალიდან სამი მაკავშირებელია და სამი გამთიშავი. როგორც ცნობილია, მოლეკულურ ორბიტალებზე ელექტრონების განაწილება ექვემდებარება იგივე პრინციპებს, რასაც ატომურ ორბიტალებზე ენერჯის მინიმუმის პრინციპი, პაულის პრინციპი და ჰუნდის წესი. აქედან გამომდინარე, პირველ ყოვლისა, ელექტრონებით ივსება მაკავშირებელი ორბიტალები: $[(\sigma_z)^2]$ და $[(\pi_x)^2, (\pi_y)^2]$, რასაც სჭირდება ექვსი ელექტრონი. დარჩენილი ორი ელექტრონი ჰუნდის წესის შესაბამისად იკავებს ერთნაირი ენერჯის π^* -გამთიშავ ორბიტალებს (π_x^*) და (π_y^*).



ნახაზი 3. ჟანგბადის მოლეკულის (O_2 -ის) მოლეკულური ორბიტალების ენერგეტიკული სქემა

ჟანგბადის ატომების სავალენტო ელექტრონებიდან O₂-ის მოლეკულის ელექტრონული კონფიგურაციის წარმოქმნის სქემა ასეთია:



როგორც ნახაზიდან (3) ჩანს, ჟანგბადის მოლეკულაში სამი წყვილი ელექტრონი $[(\sigma_z)^2, (\pi_x)^2, (\pi_y)^2]$ განლაგებულია სამ მაკავშირებელ ორბიტალზე, გამთიშავ ორბიტალებზე კი ორი გაუწყვილებელი ელექტრონია. O₂-ის მოლეკულის ამგვარი აღნაგობა კარგად ხსნის თხევად (კონდენსირებულ) მდგომარეობაში მის პარამაგნიტურ თვისებას. O₂-ში ბმის რიგი ორის ტოლია. ე.ი. ჟანგბადის მოლეკულაში ბმა ორმაგი ბუნებისაა: $l_{0=0} = 0,121$ ნმ, რის გამოც ჟანგბადის მოლეკულაში ბირთვებს შორის მანძილი ნაკლებია შედარებით შესაბამისი მარტივი (ერთმაგი) ბმის სიგრძეზე (0.148 ნმ), ამიტომ O₂-ის მოლეკულა საკმაოდ მდგრადია, რასაც ადასტურებს მისი ატომებად დისოციაციის ენერჯის მაღალი მნიშვნელობა (495,15 კჯ/მოლი). ე.ი. მოლეკულის თერმოდინამიკური მახასიათებლები ეთანადება მის სტრუქტურას. ამ მიზეზით აიხსნება მოლეკულური ჟანგბადის დაბალი ქიმიური აქტიურობა იმ ქიმიურ რეაქციებში, როდესაც ადგილი აქვს მისი მოლეკულის ატომიზაციას. ამიტომ, ასეთი რეაქციები მაღალ ტემპერატურაზე გაცხელებით და კატალიზატორების მონაწილეობით მიმდინარეობს.

მოლეკულური ჟანგბადის კოვალენტური ბუნების გამო (ნაკლებად პოლარიზებადია) მოლეკულათაშორისი ურთიერთქმედების ენერჯია უმნიშვნელოა და ის ტიპურ აირს წარმოადგენს, რომელსაც ძალზე დაბალი დუდილის ტემპერატურა აქვს ($t_{დუდ.} -183^{\circ}C$, $t_{დ.} -219^{\circ}C$). მის გასათხევადებლად საჭიროა დაბალი ტემპერატურა და მაღალი წნევა.

განსხვავებით ლურჯი ფერის მყარი ჟანგბადისაგან, თხევადი ჟანგბადი დიაციისფერი მოძრავი სითხეა (მყარი და თხევადი ჟანგბადი განსხვავდება მოლეკულათაშორისი ურთიერთქმედების ენერჯიების მნიშვნელობებით, რაც მათ განსხვავებულ შეფერვაშიც აისახება). მას სპეციალურ ბალონებში ინახავენ, რომელსაც ცისფერი ზოლი აქვს. თხევად ჟანგბადს მაგნიტი იზიდავს მისი პარამაგნიტური თვისების გამო. წვის პროცესები თხევად ჟანგბადში ძალზე ენერჯიულად მიმდინარეობს (მასში ხის ნახშირი ადვილად იწვის). თხევადი ჟანგბადით გაჟღენთილი ქვანახშირის ფხვნილი გამოიყენება, როგორც ასაფეთქებელი მასალა – “ოქსილიკვიტი”. ის ძლიერი ასაფეთქებელი მასალაა (დინამიტის სიძლიერის) და დინამიტთან შედარებით უსაფრთხოა, რადგან გარკვეული დროის შემდეგ კარგავს აფეთქების უნარს.

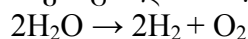
ჟანგბადის მიღების ტექნიკური და ლაბორატორიული მეთოდები:

ჟანგბადის მიღების ძირითადი ტექნიკური მეთოდებია:

- ა) ატმოსფერული ჰაერის გათხევადება და მისი ფრაქციული გამოხდა;
- ბ) წყლის ელექტროლიზი

ჰაერის გათხევადება და შემდგომი გამოხდა ჟანგბადის მიღების ძირითადი სამრეწველო მეთოდია. ჟანგბადის და აზოტის დაყოფა დაფუძნებულია თხევადი ჟანგბადის და აზოტის დუდილის ტემპერატურებს შორის სხვაობაზე, ჟანგბადის დუდილის ტემპერატურა თხევადი აზოტის დუდილის ტემპერატურაზე 13 გრადუსით მაღალია (ჰაერის $t_{დუდ.} = -196^{\circ}C$) ამიტომ გათხევადებული ჰაერიდან ჯერ აორთქლდება აზოტი, ხოლო შემდეგ – ჟანგბადი. ჰაერის გათხევადებით მიღებული ჟანგბადი მინარევების სახით შეიცავს აზოტსა და ინერტულ აირებს.

წყლის ელექტროლიზით სუფთა ჟანგბადი მიიღება:



ორივე სამრეწველო მეთოდი ენერჯიის მნიშვნელოვან დანახარჯს საჭიროებს და იაფ მეთოდებს არ მიეკუთვნება.

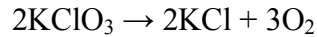
ქანგბადის მიღების ლაბორატორიული ხერხები დაფუძნებულია ქანგბად-შემცველი მარილების (ძირითადი ელემენტების მაღალი ქანგვითი რიცხვით) და ზოგიერთი სხვა ნაერთის დაშლის რეაქციებზე.

1. კალიუმის ოქსამანგანატის (პერმანგანატის) თერმული დაშლა:

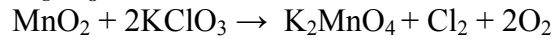


ამ ხერხით მიიღება სუფთა ქანგბადი.

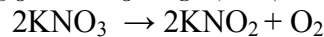
2. ბერთოლეს მარილის თერმულ-კატალიზური დაშლა:



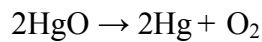
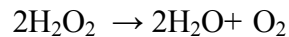
ამ რეაქციის კატალიზატორია MnO_2 . ამ ხერხით მიღებული ქანგბადი მცირე მინარევის სახით შეიცავს ქლორს, რომელიც მანგანუმის დიოქსიდის კალიუმის ქლორატით დაქანგვით წარმოიქმნება:



3. ტუტე მეტალთა ნიტრატების თერმული დაშლა:



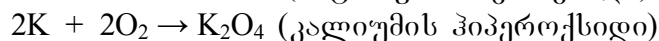
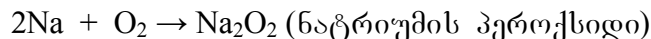
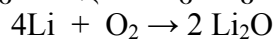
ლაბორატორიაში ქანგბადის მისაღებად გამოიყენება წყალბადის პეროქსიდის კატალიზური (MnO_2 -ის თანაობისას) დაშლა და ვერცხლისწყლის ოქსიდის თერმული დაშლა:



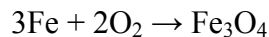
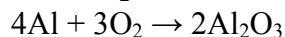
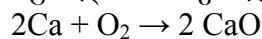
ფიზიკური თვისებები: აირადი ქანგბადი უფერო, უსუნო, ჰაერზე დაახლოებით 1,1-ჯერ მძიმე აირია. წყალში მცირედ იხსნება. 20°C -ზე 100 მოცულობა წყალში იხსნება $3,1$ მოცულობა ქანგბადი, რაც ოდნავ აღემატება წყალბადის წყალში ხსნადობას.

ქიმიური თვისებები: ქანგბადი ფთორის შემდეგ ყველაზე ელექტროუარყოფითი ელემენტია ($X=3,7$) და მკვეთრად გამოხატული არამეტალური თვისებები აქვს. ამიტომ სხვა ელემენტების მიმართ უპირატესად მუანგავ უნარს იხენს. იგი თითქმის ყველა ელემენტთან წარმოქმნის ოქსიდს. გამონაკლისია He, Ne და Ar. ქანგბადი უშუალოდ არ უერთდება ჰალოგენებს, ოქროს და პლატინის ოჯახის ელემენტებს. მათი ოქსიდები მიიღება არაპირდაპირი გზით. მოლეკულური ქანგბადის მონაწილეობით მიმდინარე ქიმიური რეაქციების სინქარე დამოკიდებულია მასთან ურთიერთქმედი ნივთიერების ბუნებაზე და რეაქციის პირობებზე (ტემპერატურა, კატალიზატორი, შეხების ზედაპირი და სხვ.).

გაცხელებისას და კატალიზატორების თანაობისას ქანგბადი ავლენს მაღალ ქიმიურ აქტიურობას. ენერგიულად უერთდება მეტალებს. ბევრი მეტალი, განსაკუთრებით მაღალ ტემპერატურაზე, აქტიურად ურთიერთქმედებს ქანგბადთან შესაბამისი ოქსიდების წარმოქმნით. ტუტე მეტალები, ლითიუმის გარდა, წარმოქმნიან პეროქსიდებსა და ჰიპეროქსიდებს:

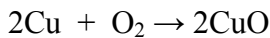


სხვა ლითონები ქანგბადთან ოქსიდებს წარმოქმნიან:



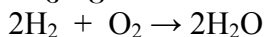
ეს რეაქციები ეგზოთერმულია. ისინი მეტ-ნაკლები სითბოს გამოყოფით მიმდინარეობს. რაც მეტი სითბო გამოიყოფა, მით უფრო მდგრადია მიღებული ოქსიდი. მაგალითად, $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$. ამ რეაქციის დროს 598 კჯ/მოლი სითბო გამოიყოფა, რაც წარმოქმნილი მაგნიუმის ოქსიდის მაღალ მდგრადობას განაპირობებს.

ქანგბადთან მრავალი ნივთიერების ურთიერთქმედების რეაქციას ახლავს არა მარტო ენერჯის, არამედ სინათლის გამოყოფაც. ასეთ რეაქციებს წვის რეაქციებს უწოდებენ. მაგ., რკინა, მაგნიუმი, ნატრიუმი, კალიუმი და ა.შ. ქანგბადში იწვის. თუმცა ყველა მეტალის რეაქციას ქანგბადთან არ ახლავს ალი. მაგ., მაღალ ტემპერატურაზე სპილენძი მოქმედებს ქანგბადთან შავი ფერის ოქსიდის წარმოქმნით.

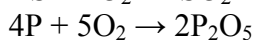
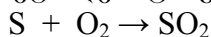


ამ რეაქციას არ ახლავს ალი, ამიტომ სპილენძი არ იწვის ქანგბადში. სპილენძი იქანგება ქანგბადით სპილენძ(II)-ის ოქსიდის წარმოქმნით.

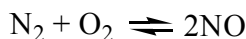
წყალბადი იწვის ქანგბადში. რეაქცია იწყება მაღალ ტემპერატურაზე (ან ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე კატალიზატორის თანაობისას), რეაქციას ახლავს დიდი რაოდენობით ენერჯის გამოყოფა:



წყალბადისა და ქანგბადის ნარევის 2:1 მოლური თანაფარდობით მგრგინავი აირი ჰქვია. ქანგბადში იწვის არამეტალელებიც მჟავური ოქსიდების წარმოქმნით.



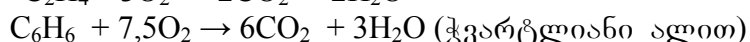
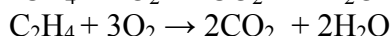
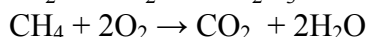
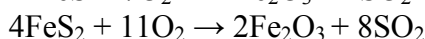
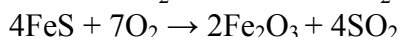
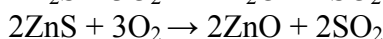
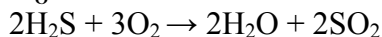
გაცილებით ხისტ პირობებში მიდის ქანგბადთან ფთორისა და აზოტის ურთიერთქმედება (ელექტრული განმუხტვა, $T = 3500-4000^\circ\text{C}$):



(მაღალ ტემპერატურაზე – $3500-4000^\circ\text{C}$)

ამ რეაქციების მიმდინარეობისას დიდი რაოდენობით სითბო შთაინთქმება და შედეგად ენდოთერმული ნაერთები წარმოიქმნება.

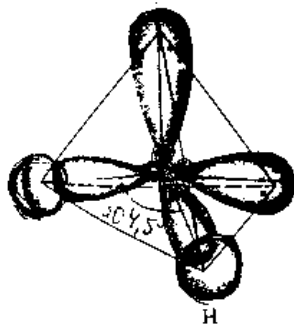
ქანგბადში იწვის აგრეთვე მრავალი რთული (არაორგანული და ორგანული) ნივთიერება ოქსიდების წარმოქმნით:



წყალბადის და ორგანული ნაერთების წვისას ერთ-ერთ პროდუქტად ყოველთვის წარმოიქმნება წყალი.

წყალი უმნიშვნელოვანესი ბუნებრივი ოქსიდია, რომლის გარეშე სიცოცხლის არსებობა და ბევრი მნიშვნელოვანი პროცესის მიმდინარეობა შეუძლებელი იქნებოდა. წყალი ნებისმიერი ცოცხალი ორგანიზმის შედგენილობაში შედის.

წყლის მოლეკულას არაწრფივი აღნაგობა აქვს (ნახ. 4). ვალენტური ბმების მეთოდის მიხედვით ქანგბადის sp^3 ჰიბრიდული ორბიტალებიდან წყალბადის ატომების შესაკავშირებლად იხარჯება ორი. დანარჩენ ორ ჰიბრიდულ ორბიტალზე ორი არაშემაკავშირებელი ელექტრონული წყვილია, რომელთა გავლენით წყალბადის ატომებს შორის კუთხე $104,5^\circ$ ხდება.



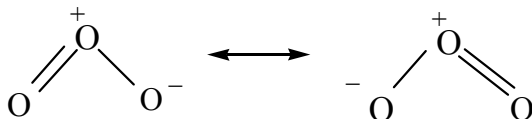
ნახაზი 4. წყლის მოლეკულის მოდელი

მეტად მნიშვნელოვანია მოლეკულური ჟანგბადის უნარი შედარებით რბილ პირობებში შექცევადად შეუკავშირდეს (იმოქმედოს) ზოგიერთ ქიმიურ ნაერთს კომპლექსების წარმოქმნით. ასეთი კომპლექსის მაგალითია ოქსიჰემოგლობინი, რომელიც სისხლის ჰემოგლობინთან ჟანგბადის კომპლექსს წარმოადგენს და ცხოველთა და ადამიანის ორგანიზმში ჟანგბადის ტრანსპორტირებას ახდენს. ასევე საინტერესოა გარდამავალ მეტალთა კომპლექსებთან მოლეკულური ჟანგბადის მიერთების პროდუქტები.

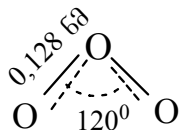
3.2. ოზონი. ოზონის აღნაგობის სპეციფიკა, თვისებები

ოზონი (O₃) ჟანგბადის ალოტროპიული მოდიფიკაციაა. ოზონი ბერძნულად “სუნიაანს” ნიშნავს. ის ტოქსიკური, ჟანგბადზე 1,5-ჯერ მძიმე, წყალში მცირედ ხსნადი, ცისფერი აირია. თხევადი ოზონი მუქი ლურჯი სითხეა (t_{დუღ.} -111°C). მყარი ოზონი ლურჯი-იისფერი კრისტალებია (t_{დღ.} -198,7°C).

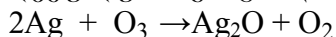
ოზონის წყალში ხსნადობა რამდენადმე აღემატება ჟანგბადის იმავე გამხსნელში ხსნადობას. მისი აღნაგობა არაწრფივია და ახასიათებს პოლარობა ($\mu=0,17 \cdot 10^{-29}$ კლ.მ. d_{O-O} = 0,128 ნმ. ამ პარამეტრის მიხედვით ოზონში ატომებს შორის კავშირი ერთმან და ორმან ბმებს შორის შუალედურია. ოზონის მოლეკულურ ფორმულას ორი რეზონანსული სტრუქტურა შეესაბამება:



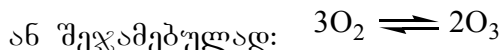
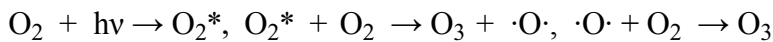
მისი მოლეკულის გასაშუალებული, რეალური სტრუქტურა შემდეგია:



ასეთი სტრუქტურის გამო ოზონი მაღალ ქიმიურ აქტიურობას ამჟღავნებს. ის ჟანგბადზე გაცილებით ძლიერი მჟანგავია. მისგან განსხვავებით ოზონი ადვილად ჟანგავს ვერცხლს მოლეკულური ჟანგბადის წარმოქმნით:



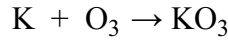
ოზონი მოლეკულური ჟანგბადის რადიოქიმიური ან ფოტოქიმიური გარდაქმნებით წარმოიქმნება. იგი აგრეთვე წარმოიქმნება ჟანგბადის არეში ელექტრული განმუხტვის დროს (ოზონატორში), ასევე ელქექის დროს. ჟანგბადიდან ოზონის ფოტოქიმიური წარმოქმნის რეაქცია ჯაჭვური პროცესია და შემდეგი სქემით გამოისახება:



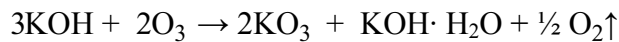
ეს პროცესი ატმოსფეროში 10-30 კმ-ის სიმაღლეზე მოლეკულურ ჟანგბადზე ულტრაიისფერი სხივების მოქმედებით მიმდინარეობს. ოზონი აკავებს სიციცხლისათვის საშიშ ჭარბ ულტრაიისფერ სხივებს. იგი ასევე აკავებს დედამიწის ინფრაწითელ გამოსხივებას, რომელიც „გაბნევის“ შემთხვევაში მის გაცივებას გამოიწვევდა. ოზონის დაშლის დროს გამოყოფილი ენერგია ხელს უწყობს ატმოსფეროს ზედა ფენებში შედარებით მაღალი ტემპერატურის შენარჩუნებას. ამრიგად, ოზონის სარტყელის არსებობა დედამიწაზე სიციცხლის უზრუნველყოფის მნიშვნელოვანი პირობაა.

ოზონი აქტიურად უერთდება უჯერ და არომატულ ნახშირწყალბადებს.

ოზონი უერთდება ტუტე მეტალებს ოზონიდების წარმოქმნით:

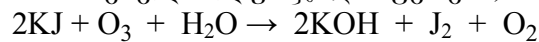


ოზონიდები ასევე მიიღება ტუტე მეტალთა ჰიდროქსიდებზე ოზონის მოქმედებით:



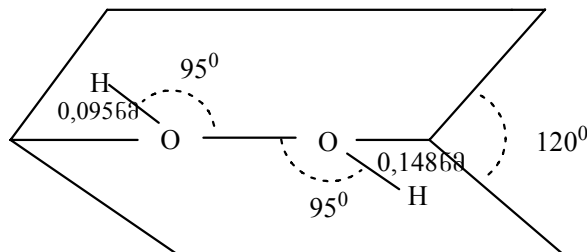
ტუტე მეტალთა ოზონიდები წითელი ფერისაა და შედგება მეტალთა დადებითი იონებისა და O_3^- უარყოფითი იონებისაგან. O_3^- იონში გაუწყვილებელი ელექტრონების არსებობა მის შეფერილობას და პარამაგნიტურ თვისებას განაპირობებს.

ოზონის აღმოჩენა ხდება მისი KJ-ის სახამებლიან წყალხსნართან რეაქციით (იოდის გამოყოფის გამო სახამებელი ლურჯად იფერება):



3.3. წყალბადის პეროქსიდი

წყალბადის პეროქსიდი (H_2O_2) წყალში და დაბალი რივის სპირტებში (მაგ., ეთანოლი) კარგად ხსნადი ბლანტი, მოცისფრო სითხეა. მისი მოლეკულური სტრუქტურა წყლის სტრუქტურისგან განსხვავდება და სიბრტყეზე სქემატურად ასე გამოისახება:

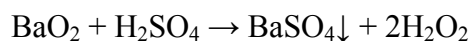


სქემა 2. წყალბადის პეროქსიდის მოლეკულური სტრუქტურა

ბმების არასიმეტრიული განაწილების გამო წყალბადის პეროქსიდის მოლეკულა ძლიერპოლარულია ($\mu = 0,7 \cdot 10^{-29}$ კლ A).

წყალბადის პეროქსიდის მოლეკულები, წყლის მოლეკულების მსგავსად, თხევად მდგომარეობაში ასოცირებულია, რაც მის მოლეკულებს შორის წყალბადური ბმების წარმოქმნით არის განპირობებული. წყალბადის პეროქსიდის დუდილის ტემპერატურა ($150,2^{\circ}C$) წყლის დუდილის ტემპერატურას აღემატება, რაც დაკავშირებულია მისი მოლეკულების ასოციაციის უფრო მაღალ ხარისხთან. წყალბადის პეროქსიდი ძლიერი მაიონიზირებელი ნივთიერება და ასევე ძლიერი მადეზინფექცირებელი საშუალებაა არის.

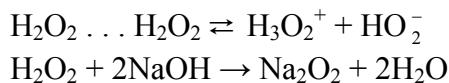
წყალბადის პეროქსიდს მეტალთა პეროქსიდებზე მინერალური მჟავების მოქმედებით ღებულობენ:



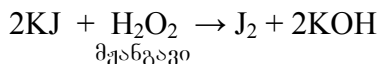
წყალბადის პეროქსიდი წყალში კარგად იხსნება – წყალს ერევა ნებისმიერი თანაფარდობით. ლაბორატორიაში გამოიყენება მისი 3 და 30%-იანი ხსნარები.

30%-იან წყალხსნარს პერჰიდროლი ეწოდება და საყოფაცხოვრებო პირობებში გამოიყენება როგორც შედარებით უსაფრთხო და იაფი მათეთრებელი საშუალება.

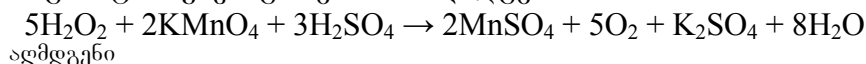
წყალბადის პეროქსიდის წყალხსნარი სუსტი ორფუძიანი მჟავაა. მისი დისოციაცია შემდეგი სქემით შეიძლება წარმოვადგინოთ:



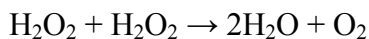
ჟანგვა-აღდგენითი თვალსაზრისით წყალბადის პეროქსიდი ორმაგი ბუნების მატარებელია: მჟანგავიც არის და აღმდგენიც. აღსანიშნავია, რომ იგი უფრო ძლიერი მჟანგავია, ვიდრე აღმდგენი. კალიუმის იოდიდს H_2O_2 წყალხსნარში ჟანგავს:



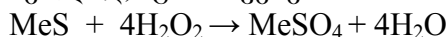
ხოლო პერმანგანატს მჟავა გარემოში აღადგენს



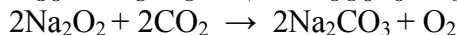
წყალბადის პეროქსიდისათვის სინათლეზე დამახასიათებელია დისპროპორციონირების რეაქცია:



გამოყოფის მომენტში ჟანგბადი ატომურ მდგომარეობაშია, რის გამოც წყალბადის პეროქსიდი ძლიერი მჟანგავია და ქსოვილების ან სხვა მასალების გასაუფერულებლად, აგრეთვე სამუზეუმო ექსპონატებზე წარმოქმნილი სულფიდების დასაქანგად (გასათეთრებლად) გამოიყენება:



წყალბადის პეროქსიდის წყალხსნარი გამოიყენება როგორც ანტისეპტიკური საშუალება. გამოყენება სხვა პეროქსიდებსაც აქვს. მაგალითად, Na_2O_2 გამოიყენება წყალქვეშა ნაგებობებში ჟანგბადის რეგენერაციისათვის:



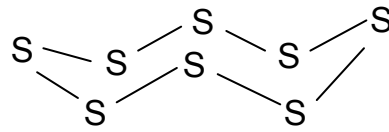
3.4. გოგირდი

ბუნებაში გავრცელება: როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, გოგირდი პერიოდული სისტემის III პერიოდის p-ელემენტებს მიეკუთვნება. იგი ჩვენს პლანეტაზე ერთ-ერთი ფართოდ გავრცელებული ელემენტია. ბუნებაში გავრცელებულია ოთხი მდგრადი იზოტოპის სახით: ^{32}S (99,184 %), ^{33}S (0,740 %), ^{34}S (4,160 %), ^{36}S (0,016 %). იგი გავრცელებულია როგორც თავისუფალ (თვითნაბადი), ისე ბმულ მდგომარეობაში. ამ სახით შედის სხვადასხვა დისულფიდური და სულფიდური (აღმადანი, კოლჩედანი ანუ პირიტი – FeS_2 , თუთიის თეთრა ანუ თუთიის “მატყუარა” – ZnS , ტყვიის კრიალა ანუ ბიზოფიტი – PbS , ქალკოზინი – Cu_2S , ქალკოპირიტი – CuFeS_2 , სინგური – HgS), აგრეთვე სულფატური მინერალების (მირაბილიტი ანუ გლაუბერის მარილი – $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, თაბაშირი – $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, ანჰიდრიტი – CaSO_4 , მწარე მარილი – $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, ბარიტი – BaSO_4) შედგენილობაში. ნაერთების სახით მას შეიცავს აგრეთვე ნავთობი, ბუნებრივი აირი, წიაღისეული ნახშირები და სხვ.

გოგირდს შეიცავს ცილები. ის ბიოგენურ ელემენტებს მიეკუთვნება.

გოგირდი ტიპური არამეტალია. ელექტროუარყოფითობის მნიშვნელობით (2,5) ჩამორჩება ფთორს, ჟანგბადს, აზოტს და ზოგიერთ სხვა ელემენტს. ნაერთებში მას შეიძლება ჰქონდეს -1 (პოლისულფიდებში), -2 (სულფიდებში), +2 (მაგ., SCl_2) აგრეთვე +4 და +6 ჟანგვითი რიცხვები (ოქსიდებში, ოქსომჟავებში და მათ მარილებში).

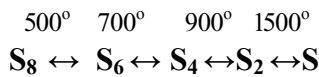
ჟანგბადისაგან განსხვავებით გოგირდი ორატომიან მოლეკულას წარმოქმნის მხოლოდ საკმაოდ მაღალ ტემპერატურაზე ($>900^{\circ}\text{C}$). გოგირდის დუღილის ტემპერატურაა $444,6^{\circ}\text{C}$. ამ მდგომარეობაში მისი მოლეკულა (ისევე როგორც მყარი გოგირდის) ერთმანეთთან მარტივი კოვალენტური ბმით შეკავშირებული რვა ატომისგან შედგება – S_8 (მდგრადი ფორმა, ნახ.5).



ნახაზი 5. გოგირდის მოლეკულის S_8 სტრუქტურა

S_8 -ციკლში ატომები ერთ სიბრტყეში არ არიან განლაგებული. მეზობელ ატომბირთვებს შორის მანძილი $0,205$ ნმ-ია, ხოლო სავალენტო კუთხე 108° -ს შეადგენს.

ტემპერატურის გაზრდით გოგირდი გადადის ორთქლის მდგომარეობაში და მის მოლეკულაში ატომთა რიცხვი თანდათან მცირდება:

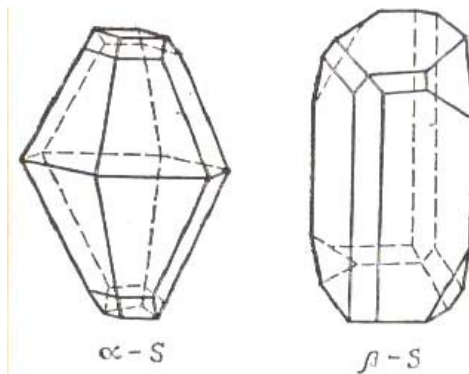


900°C -ს ზემოთ გოგირდის ორთქლი მხოლოდ ორ ატომიანი მოლეკულები-საგან შედგება. მათ ჟანგბადის მსგავსად პარამაგნიტური თვისება ახასიათებთ. 1500°C -ს ზემოთ გოგირდი ატომურ მდგომარეობაშია (მოლეკულა ერთატომიანია), ე.ი. თერმული დისოციაციის შედეგად ადგილი აქვს გოგირდის მოლეკულის ატომებად დისოციაციას.

გოგირდის ალოტროპიული მოდიფიკაციები – პოლიმორფიზმი: ცნობილია გოგირდის სამი ალოტროპიული მოდიფიკაცია: რომბული, მონოკლინური და პლასტიური (ამორფული). რომბული და მონოკლინური (α და β ფორმები) გოგირდის კრისტალური სტრუქტურა მოლეკულურია – სივრცითი სტრუქტურის (კრისტალური მესერის) კვანძებში განლაგებულია S_8 მოლეკულები.

α და β ფორმები განსხვავდება კრისტალური სტრუქტურების ფორმით (აღნაგობით) ანუ S_8 მოლეკულების წყობით კრისტალურ სტრუქტურაში (α – რომბული სტრუქტურა, β – მონოკლინური სტრუქტურა. ნახაზი 6).

ნივთიერების უნარს, იარსებოს რამდენიმე განსხვავებული კრისტალური სტრუქტურის (ალოტროპიული ფორმის) სახით, პოლიმორფიზმი ეწოდება (ბერძნულად “პოლი” – ბევრი, “მორფუს” – ფორმა).



ნახაზი 6. გოგირდის რომბული და მონოკლინური სტრუქტურული ფორმები

ჩვეულებრივ პირობებში მდგრადია რომბული სტრუქტურა (ბუნებრივი გოგირდი). გოგირდი წყალში უხსნადი, მასში ფლოტაციის უნარის მქონე

ყვითელი ფერის მყიფე ნივთიერებაა, რომელიც იხსნება ორგანულ გამხსნელებში (ეთილის სპირტი, ბენზოლი, დიეთილის ეთერი და სხვ.). რომბული გოგირდი ყველაზე უკეთ იხსნება გოგირდნახშირბადში (CS₂) მისი ღვობის ტემპერატურაა 112,8⁰C, მაშინ როცა ყვითელი ფერის მონოკლინური გოგირდის ღვობის ტემპერატურაა 119,3⁰C. იგი ცუდი ელექტროგამტარია.

მონოკლინური გოგირდი წარმოიქმნება გამლღვალი გოგირდის ნელი გაცივებით. ის მდგრადია მხოლოდ 95⁰C-ზე მაღალ ტემპერატურაზე. ჩვეულებრივ პირობებში მონოკლინური გოგირდი თანდათან რომბულ გოგირდად გარდაიქმნება.

პლასტიკური გოგირდის მისაღებად მისი გაღვობის შედეგად მიღებულ ქარვისფერ, ადვილადმოძრავი სითხის გაცხელებას აგრძელებენ, თანდათან ნაღვობი მუქდება და სიბლანტე იზრდება, დაახლ. 200⁰C-ზე ნაღვობი ხდება მუქი ყავისფერი და ისეთი ბლანტი, რომ ჭურჭლიდან გადმოღვრა უჭირს, ეს უკვე პლასტიკური გოგირდია. მას სწრაფად გაცივების მიზნით ცივ წყალში ასხამენ.

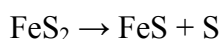
გაცხელებისას S₈-ციკლები იხსნება და განთავისუფლებული ვალენტობების ხარჯზე მიღებული ფრაგმენტები ერთმანეთს უკავშირდება ჰომოჯაჭვური სტრუქტურების წარმოქმნით. პლასტიკური გოგირდი ხაზოვანი პოლიმერია, რაც მის ნაღვობს მაღალ სიბლანტეს ანიჭებს. კიდევ უფრო ძლიერი გახცელებისას სიბლანტე მცირდება ჰომოჯაჭვების დახლეჩის გამო. პლასტიკური გოგირდიც არამდგრადია, მალე გადადის რომბულ ფორმაში, რაზეც მისი სიმყიფე მიანიშნებს.

გოგირდის მიღების ტექნიკური და ლაბორატორიული მეთოდები

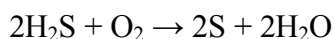
მრეწველობაში გოგირდს შემდეგი მეთოდებით ღებულობენ:

1. **თვითნაბადი გოგირდის გამოყოფა საბადოდან.** თვითნაბად გოგირდს აღვობენ სპეციალური მილით შეყვანილი გადახურებული წყლის ორთქლით. გამლღვალ გოგირდს მეორე მილით გამოდევნიან შეკუმშული ჰაერით, მიღებულ გოგირდს მინარევეებისაგან გამოხდით ასუფთავებენ.

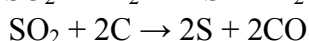
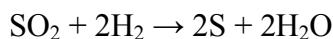
2. რკინის ალმადანის (კოლჩედანის) უჰაეროდ გახურება (600⁰C):



3. გოგირდწყალბადის და ჰაერის გატარებით გააქტივებულ ნახშირზე (კატალიზატორი):

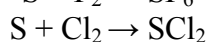
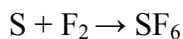


4. გოგირდოვანი აირის [გოგირდის(IV) ოქსიდის] წყალბადით ან კოქსით მაღალტემპერატურული აღდგენა:

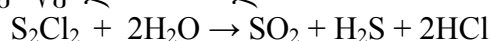


ლაბორატორიაში გოგირდის მისაღებად მოსახერხებელია მე-2 მეთოდის გამოყენება და H₂S-ის არასრული წვა.

ქიმიური თვისებები: გოგირდი ერთ-ერთი აქტიური არამეტალია. ის ადვილად იჟანგება ჰალოგენებით:



გოგირდის ნაღვობში ქლორის გატარებისას მიიღება S₂Cl₂ – თხევადი ნივთიერება, დუღს 137⁰C-ზე. წყალი მას შლის:

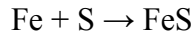


S₂Cl₂ კაუჩუკის ვულკანიზაციისათვის გამოიყენება.

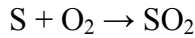
ცნობილია ქლორთან გოგირდის კიდევ ორი ნაერთი SCl₂ და SCl₄.

ფთორთან გოგირდი აირად SF₆ წარმოქმნის, ბრომთან კი – S₂Br₂.

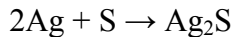
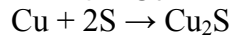
გახურებისას გოგირდი ბევრ ნივთიერებას უანგავს:



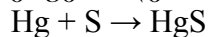
გოგირდი უანგბადში იწვის:



აღსანიშნავია IB ჯგუფის მეტალების დამოკიდებულება გოგირდისადმი. სპილენძი გოგირდს უფრო ადვილად უერთდება, ვიდრე უანგბადს, ხოლო ვერცხლი უანგბადთან საერთოდ არ შედის რეაქციაში, მაშინ როცა გოგირდს ჩვეულებრივ პირობებში უერთდება შავი ფერის Ag₂S-ის წარმოქმნით:

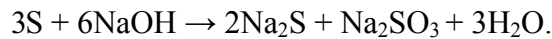


ასევე ოთახის ტემპერატურაზე უერთდება გოგირდი ვერცხლისწყალს:

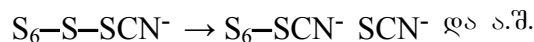


(რაც დაღვრილი ვერცხლისწყლის გასაუვნებელყოფლად გამოიყენება).

გოგირდს ტუტე მეტალთა ჰიდროქსიდებთან ახასიათებს ე.წ. დისპროპორციონირების რეაქცია:



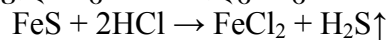
დიდი ტექნიკური მნიშვნელობა აქვს გოგირდის რეაქციას ნატურალურ კაუჩუკებთან, რასაც ვულკანიზაცია ეწოდება და წარმოიქმნება რეზინები. გოგირდის ყველა ზემოთ განხილული ტიპის რეაქციაში მონაწილეობს S₈ მოლეკულური ფორმა ციკლის გახსნით. ასეთ რეაქციები ხშირად საფეხურებად მიმდინარეობს, მაგალითად:



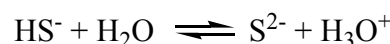
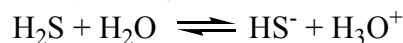
ბუნებრივია, რომ ასეთი პროცესების წარმართვას ხელს უწყობს მაღალი ტემპერატურა.

ნაერთები გოგირდის -2 უანგვითი რიცხვით. გოგირდწყალბადი, გოგირდწყალბადმჟავა და მისი მარილები: გოგირდწყალბადი უფერო, მკვეთრი სუნის მქონე აირია, იგი ძლიერ მომწამლავია, სისხლის ჰემოგლობინს ართმევს რკინას და უკარგავს უანგბადის ტრანსპორტირების უნარს.

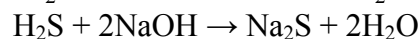
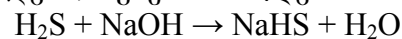
გოგირდწყალბადს დებულობენ მარილებზე მარილმჟავას მოქმედებით:



H₂S-ის წყალხსნარი სუსტი ორფუძიანი მჟავაა. დისოცირდება ორ საფეხურად HS⁻ და S²⁻ იონების წარმოქმნით:

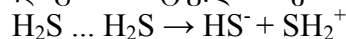


შესაბამისად წარმოქმნის მარილებს HS⁻ და S²⁻ ნაშთებით. ნორმალურ მარილებს სულფიდები ეწოდება, მჟავა მარილებს – ჰიდროსულფიდები:



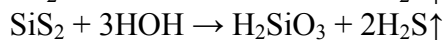
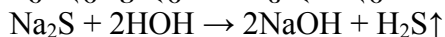
ყველა ჰიდროსულფიდი იხსნება წყალში, სულფიდებიდან კი წყალში ხსნადია მხოლოდ ტუტე მეტალებისა და ამონიუმის სულფიდი. ზოგიერთი სულფიდი მჟავაშიც არ იხსნება, მაგ., CuS, PbS, Ag₂S და ა.შ.

გოგირდწყალბადს სუსტად გამოსატუღი თვითიონიზაციის უნარი აქვს:

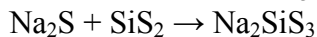
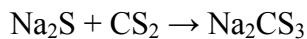


სულფიდები, ისევე, როგორც ოქსიდები, სამნაირია: ფუძე, მჟავა და ამფოტერული.

ტუტე და ტუტემიწათა მეტალების სულფიდები ფუძე ბუნებისაა. ტიპური არამეტალების სულფიდები – მჟავა ბუნების. სულფიდების ბუნება მათი წყალთან და ერთმანეთთან დამოკიდებულებაში ვლინდება:

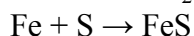
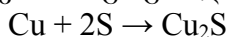


ფუძე და მჟავა ბუნების სულფიდების ურთიერთქმედებით თიომარილები მიიღება:

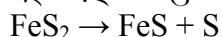


Na_2CS_3 – ნატრიუმის თიოკარბონატი, Na_2SiS_3 – ნატრიუმის თიოსილიკატი.

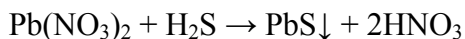
სულფიდები მიიღება მეტალებთან გოგირდის უშუალო ურთიერთქმედებით:



მათი მიღება დისულფიდების დაშლითაც შეიძლება:

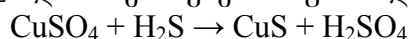


მჟავაში უხსნადი სულფიდები მარილების წყალხსნარში H_2S -ის გატარებით ილექება:

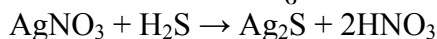


PbS – შავი ფერის, წყალში და მჟავაში უხსნადი სულფიდია. PbS -ის წარმოქმნა H_2S -ის აღმომჩენი რეაქციაა.

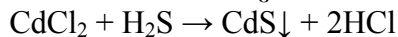
ასევე მიიღება CuS , Ag_2S და სხვა მჟავაში უხსნადი სულფიდები:



შავი

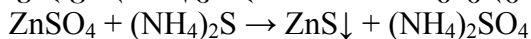


შავი

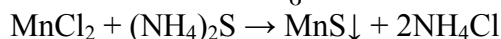


ყვითელი

წყალში უხსნადი და მჟავაში ხსნადი სულფიდები კი მარილთა წყალხსნარებზე ამონიუმის სულფიდის წყალხსნარის მოქმედებით ილექება:

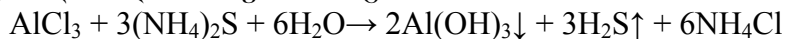


თეთრი

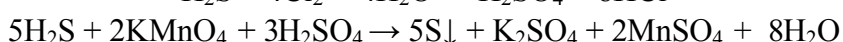
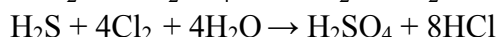
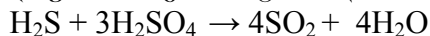


ღია ვარდისფერი

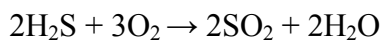
აღსანიშნავია, რომ ანალოგიური გზით ალუმინის სულფიდი არ მიიღება მისი ბოლომდე ჰიდროლიზის უნარის გამო:



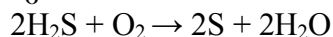
გოგირდწყალბადი კარგი აღმდგენია. წყალხსნარებში ის ადვილად იჟანგება ჰაერის ჟანგბადით, ჰალოგენებით, აზოტმჟავით, კონც. გოგირდმჟავით, კალიუმის პერმანგანატით, კალიუმის ბიქრომატით და ა.შ.:



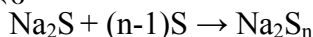
ჭარბ ჟანგბადში გოგირდწყალბადი იწვის გოგირდის (IV) ოქსიდის წარმოქმნით:



ეს რეაქცია გამოიყენება გოგირდმჟავას წარმოებაში. მისი არასრული წვისას კი გოგირდი წარმოიქმნება:

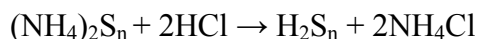


გოგირდის ნაერთები -1 ჟანგვითი რიცხვით – პერსულფიდები (პოლისულფიდები): ჰომოჯაქვების წარმოქმნისადმი სწრაფვა, გარდა მარტივი ნივთიერებებისა (S_8 , S_x), რეალიზებულია აგრეთვე მრავალრიცხოვან პოლისულფიდებში შედგენილობით M_2S_n . მათი მიღება შეიძლება ფუძე სულფიდების კონც. ხსნარებთან გოგირდის მოქმედებით:



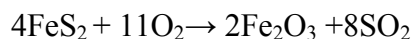
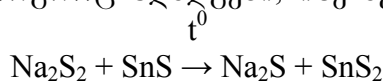
მიღებულია წყალბადის მრავალრიცხოვანი პოლისულფიდები ანუ სულფანები H_2S_n (სადაც, $n = 1-23$). ისინი ყვითელი, ზეთისებრი სითხეებია. გოგირდის ატომების რიცხვის ზრდასთან ერთად მათი ფერი მუქდება ყვითლიდან მუქ წითლამდე.

სულფანების ნარევი მიიღება ამონიუმის პოლისულფიდზე მარილმჟავას მოქმედებით:

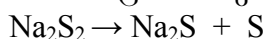


H_2S_2 წყალბადის პეროქსიდის ანალოგია.

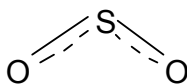
ბუნებაში გავრცელებულია რკინის დისულფიდი FeS_2 . დისულფიდებს H_2O_2 -ის ანალოგიურად ახასიათებთ როგორც აღმდგენი, ისე მჟანგავი უნარი:



H_2O_2 -ის მსგავსად მათ დისპროპორციონირებაც შეუძლიათ:



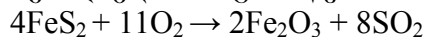
გოგირდის ნაერთები +4 ჟანგვითი რიცხვით: ნაერთებს გოგირდის +4 ჟანგვითი რიცხვით მიეკუთვნება SF_4 , $SOHal_2$, SO_2 , H_2SO_3 და მისი მარილები. მათგან, პრაქტიკული თვალსაზრისით, ყველაზე მნიშვნელოვანია SO_2 (უფერო, მკვეთრი სუნის, წყალში კარგად ხსნადი აირი). მის მოლეკულას არაწრფივი აღნაგობა აქვს (შეადარეთ ოზონის აღნაგობას): S–O ბმის სიგრძე – 0,143 ნმ-ია, O–S–O კუთხე $119,5^0$ -ის ტოლია (ნახ. 7):



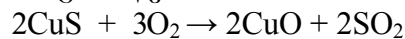
ნახაზი 7. გოგირდის(IV) ოქსიდის სტრუქტურა

გოგირდის(IV) ოქსიდის მიღების სამრეწველო ხერხებია:

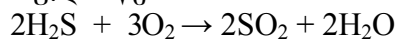
1. პირიტის, აღმადანის, კოლჩედანის გამოწვა:



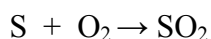
2. მეტალთა სულფიდების გამოწვა:



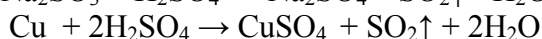
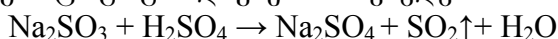
3. გოგირდწყალბადის სრული წვა:



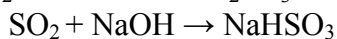
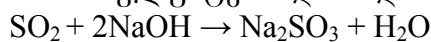
4. გოგირდის წვა:



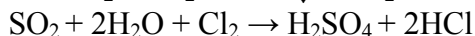
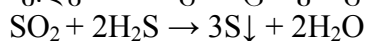
ლაბორატორიულ პირობებში მისი მიღება მოსახერხებელია მყარ სულფიტებზე ან ჰიდროსულფიტებზე განზავებული მარილმჟავას მოქმედებით ან მეტალურ სპილენძზე კონც. გოგირდმჟავას მოქმედებით:



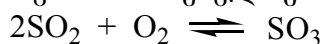
ქიმიური თვისებები: გოგირდის(IV) ოქსიდი, როგორც მჟავა ოქსიდი, რეაქციაში შედის წყალთან, ფუძე და ამფოტერულ ოქსიდებთან. ტუტეებთან ორი ტიპის მარილებს წარმოქმნის – სულფიტებს და ჰიდროსულფიტებს:



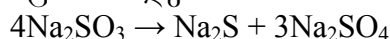
გოგირდის (IV) ოქსიდი ავლენს როგორც მჟანგავ ისე აღმდგენ ბუნებას:



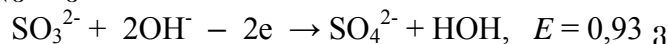
ჟანგბადი მას ჟანგავს SO_3 -ის წარმოქმნით (კატალიზატორების თანაობისას), რაც გოგირდმჟავას წარმოების მნიშვნელოვანი სტადიაა:



გოგირდის(IV) ოქსიდის წყალხსნარი საშუალო სიძლიერის ორფუძიანი მჟავაა – H_2SO_3 (გოგირდოვანმჟავა, არამდგრადია, ადვილად იშლება SO_2 -ად და წყლად), წარმოქმნის სულფიტებს და ჰიდროსულფიტებს (აღმდგენება). სულფიტები გახურებით დისპროპორციონირდებიან:



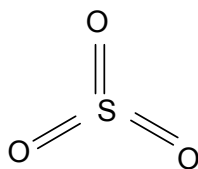
მჟანგავებით SO_3^{2-} იონები ადვილად იჟანგება SO_4^{2-} იონებად, სულფიტ-იონის საკმაოდ ძლიერ აღმდგენ უნარს ქვემოთ მოცემული სქემით მისი გარდაქმნის სიადვილე განსაზღვრავს:



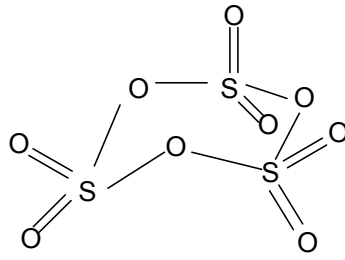
გოგირდის(IV) ოქსიდი კარგი ტექნიკური ანტიესპტიკური და ანტი-მიკრობული საშუალებაა – ადვილად სპობს ღპობის და ობის გამომწვევ სხვადასხვა მიკროორგანიზმებს (იყენებენ, მაგ., ბოსტნეულის შესანახად, მათი ღპობის თავიდან ასაცილებლად, აგრეთვე ღვინის კასრებში ობის მოსასპობად). გოგირდის(IV) ოქსიდს იყენებენ ქსოვილების და ტექნიკური ნაკეთობების დასამზადებლად გამიზნული ბამბუკის და ჩალის გასაუფერულებლად.

გოგირდის ნაერთები +6 ჟანგვითი რიცხვით: ნაერთებს გოგირდის +6 ჟანგვითი რიცხვით მიეკუთვნება SF_6 , SOF_4 , SO_2Hal_2 , SO_3 , H_2SO_4 და მისი მარილები. SF_6 მდგრადი (S–F ბმის ენერგია საკმაოდ მაღალია), აირადი ნივთიერებაა, გამოირჩევა მაღალი ქიმიური ინერტულობით – მდგრადია წყლის, მჟავების და ტუტეების მოქმედების მიმართ. SF_6 დენს არ ატარებს და გამოიყენება, როგორც აირადი იზოლატორი.

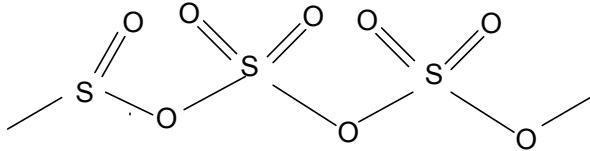
SO_3 , პირობების მიხედვით, შეიძლება იყოს აირად, თხევად და მყარ აგრეგატულ მდგომარეობაში. ჩვეულებრივ პირობებში SO_3 აირია (ნახ. 8ა), რომლის კონდენსაციით წარმოიქმნება აქროლადი სითხე. თხევადი SO_3 ციკლური ტრიმერია (ნახ. 8ბ), ხოლო მყარი – ზიგზაგისებური ჯაჭვის მქონე ხაზოვანი ოლიგომერია $(\text{SO}_3)_n$, რომლის ჯაჭვის ფრაგმენტის აღნაგობა მოცემულია ნახ. 8გ.



(ა)



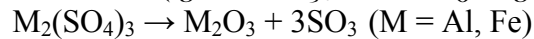
(ბ)



(გ)

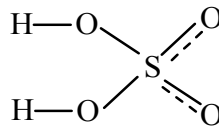
ნახაზი 8. გოგირდის(VI) ოქსიდის სტრუქტურა
(ა - აირადი, ბ - თხევადი, გ - მყარი)

SO₃-ის მიღების ლაბორატორიული ხერხია ჯერ კიდევ ალქიმიკოსების მიერ შემუშავებული რკინა(III) ან ალუმინის აჯასპის თერმული დაშლა:

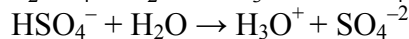
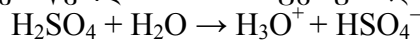


მრეწველობაში SO₃ მიიღება SO₂-ის კატალიზური დაჟანგვით [V₂O₅, Ca(VO₃)₂] 400-450°C-ზე. რეაქცია შექცევადია. ეს ტემპერატურული ინტერვალი ითვლება ოპტიმალურად, რადგან უფრო მაღალ ტემპერატურაზე რეაქციის პროდუქტის გამოსავალი მცირდება, ხოლო უფრო დაბალ ტემპერატურაზე – რეაქციის სიჩქარე. SO₃-ის გამოსავლის გაზრდის მიზნით, სარეაქციო ნარევეში დაახლოებით ორჯერ ზრდიან ჟანგბადის კონცენტრაციას.

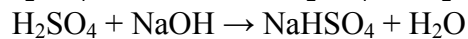
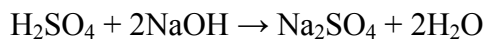
გოგირდის(VI) ოქსიდი მჟავა ოქსიდია. მას შეესაბამება ძლიერი მჟავა – გოგირდმჟავა (H₂SO₄). გოგირდმჟავა ერთ-ერთი მნიშვნელოვანი ძლიერი ორფუძიანი მინერალური მჟავაა. მისი მოლეკულური სტრუქტურა ასე გამოისახება:



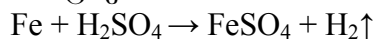
როგორც ორფუძიანი მჟავა წყალში ორ საფეხურად დისოცირდება:



შესაბამისად ტუტეებთან ორნაირ მარილებს – სულფატებს და ჰიდროსულფატებს წარმოქმნის.



როგორც ძლიერი მჟავა, გოგირდმჟავა მოქმედებს მეტალებთან, განზ. გოგირდმჟავა მეტალებს H⁺-ით ჟანგავს, ამიტომ იგი მხოლოდ წყალბადამდე მოთავსებულ მეტალებთან მოქმედებს. როგორც სუსტი მჟანგავი, მეტალებთან, რომლებსაც ნაერთებში ცვალებადი ჟანგვითი რიცხვი ახასიათებთ, წარმოქმნის მარილებს დაბალი ჟანგვითი რიცხვით:



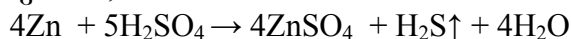
გოგირდმჟავას მეტალების დაჟანგვა მჟავური ნაშთის ანიონებითაც (SO₄²⁻) შეუძლია (რომელიც ძლიერი მჟანგავია), ამიტომ კონც. გოგირდმჟავა მოქმედებს როგორც წყალბადამდე, ისე წყალბადის შემდეგ მოთავსებულ მეტალებთან:



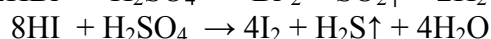
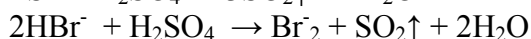
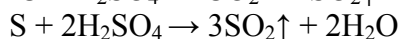
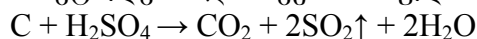
ცივი კონც. გოგირდმჟავა წყალბადამდე მოთავსებულ ზოგიერთ მეტალს (მაგ., Al, Fe, Cr, Ni და სხვ.) აპასიურებს მასზე მჟავაში უხსნადი ოქსიდური აფსკის წარმოქმნის გამო, მაგრამ გაცხელებით კონც. გოგირდმჟავა ამ მეტალებთან რეაქციაში შედის:



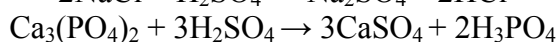
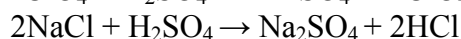
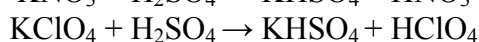
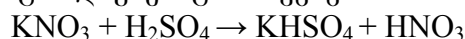
მჟავის კონცენტრაციისა და რეაქციის პირობების მიხედვით აღდგენის პროდუქტი შეიძლება იყოს S, H₂S:



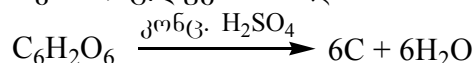
კონცენტრირებული გოგირდმჟავა, როგორც ძლიერი მჟანგავი, უანგავს არა მარტო მეტალებს, არამედ არამეტალებს და ბევრ რთულ ნივთიერებას:



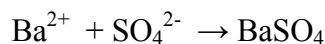
კონც. გოგირდმჟავა, როგორც ძლიერი და არააქროლადი მჟავა, მარილებიდან აძევებს მასზე ძლიერ მჟავებსაც კი, ამიტომ მარილებიდან მჟავების მისაღებად ძირითადად გოგირდმჟავა გამოიყენება:



კონც. გოგირდმჟავა ტენს ხარბად შტანთქავს, ამიტომ იგი გამოიყენება, როგორც წყალწამრთმევი საშუალება. ამ უნარის გამო იგი ანახშირებს ბევრ ორგანულ ნივთიერებას, შაქარს, გლუკოზას და ა.შ.:

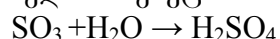


გოგირდმჟავისა და მისი მარილების აღმომჩენად გამოიყენება ბარიუმის ხსნადი მარილები:

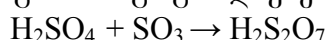


BaSO₄ – წყალში და მჟავაში უხსნადი თეთრი ფერის ნალექია.

გოგირდმჟავას მიღება: მრეწველობაში გოგირდმჟავას SO₂-ის კატალიზური უანგვით მიღებული SO₃-ის კონც. (98,3%) გოგირდმჟავაში გახსნით ღებულობენ. SO₃ პირველყოფლისა, წყალთან შედის რეაქციაში:

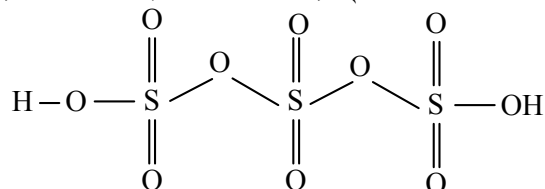


შემდეგ კი იწყება SO₃-ის გახსნა გოგირდმჟავაში:

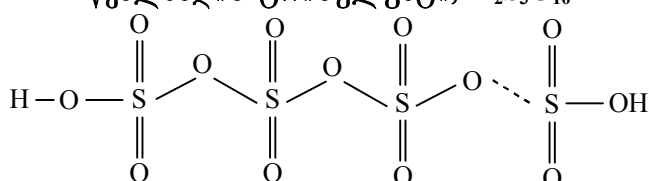


პიროგოგირდმჟავა

SO₃-ის გოგირდმჟავაში გახსნისას მიიღება პოლიგოგირდმჟავების მთელი სერია: H₂S₂O₇ (H₂SO₄·SO₃), H₂S₃O₁₀ (H₂SO₄·2SO₃) და ა.შ. H₂SO₄·nSO₃.



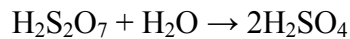
წყალბადის ტრისულფატი, H₂S₃O₁₀



წყალბადის პოლისულფატი, H₂SO₄·nSO₃

ნახაზი 9.

H_2SO_4 , $H_2S_2O_7$, $H_2S_3O_{10}$ ($H_2SO_4 \cdot nSO_3$) ნარევი არის ბლანტი ზეთისებური, ჰაერზე მბოლავი სითხე – ოლეუმი. წყლის მოქმედებით S-O-S ბმები იხლინება და მიიღება გოგირდმჟავა:



(SO_3 ხასიათდება წყლისადმი განსაკუთრებული სწრაფით, ამიტომ გოგირდმჟავას მიღების მიზნით წყალში მისი გახსნისას იგი რეაქციაში შევა წყლის ზედაპირზე არსებულ ტენთანაც, რის შედეგადაც მიიღება გოგირდმჟავას “ნისლი”, რომელიც სითხით აღარ შთაინთქმება. ამის თავიდან ასაცილებლად SO_3 -ს ხსნიან კონც. გოგირდმჟავაში, რომლის ზემოთაც ჰაერი მშრალია მისი წყალწამრომევი უნარის გამო).

გოგირდმჟავას მარილები: $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ – თაბაშირი. $150^\circ C$ -მდე გაცხელებისას თაბაშირი კარგავს კრისტალიზაციური წყლის $3/4$ -ს და მიიღება გამომწვარი თაბაშირი ანუ ალებასტრი. ეს უკანასკნელი წყალთან შერევისას წარმოქმნის ცომისებურ მასას, რომელიც სწრაფად მაგრდება და კვლავ თაბაშირად გარდაიქმნება. იგი გამოიყენება სამშენებლო საქმეში – შემკვრელ მასალად, ნაძერწი სამკაულების, მცირე ზომის ნაკეთობების დასამზადებლად, სტომატოლოგიაში, ქირურგიაში და სხვ.

$MgSO_4$ – მაგნიუმის სულფატი. შეიცავს ზღვის წყალი, განაპირობებს მის მწარე გემოს. კრისტალჰიდრატი $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, რომელსაც მედიცინაში ინგლისურ მარილს ანუ მწარე მარილს უწოდებენ, გამოიყენება სასაქმებელ და შარდმდენ საშუალებად, 25%-იანი ხსნარი – ჰიპერტონული კრიზისის დროს.

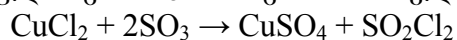
$(NH_4)_2SO_4$ – ამონიუმის სულფატი. იყენებენ აზოტიან სასუქად.

$BaSO_4$ – ბარიუმის სულფატი. “ბარიუმის ფაფა” გამოიყენება მედიცინაში რენტგენოკონტრასტულ ნივთიერებად.

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ – შაბიამანი. სპილენძის აჯასპი (აჯასპები ლითონების – Fe, Cu, Zn, Ni, Co სულფატების კრისტალჰიდრატების ტექნიკური სახელწოდებაა) გამოიყენება სოფლის მეურნეობაში ვაზის დაავადებების საწინააღმდეგოდ.

$FeSO_4 \cdot 7H_2O$ – რკინის აჯასპი. სოფლის მეურნეობაში იხმარება მცენარეთა მავნებლებთან საბრძოლველად.

უწყლო სულფატს ღებულობენ SO_3 -ის შესაბამის ქლორიდებზე მოქმედებით:

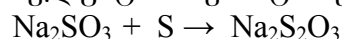


$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ გლაუბერის მარილი, მიღებულ იქნა პირველად მეცნიერ გლაუბერის მიერ $NaCl$ -ზე გოგირდმჟავას მოქმედებით. უწყლო Na_2SO_4 გამოიყენება მინის წარმოებაში.

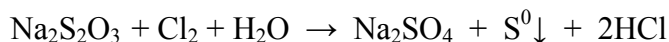
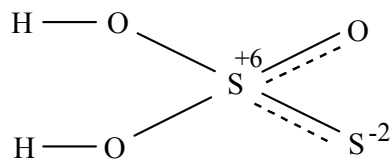
K_2SO_4 გამოიყენება კალიუმთან სასუქად, აგრეთვე ორმაგი მარილების (შაბების) სახით: $K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ – კალიუმ-ალუმინის შაბი (გამოიყენება მედიცინაში – სისხლის შემაჩერებელ საშუალებად); $K_2SO_4 \cdot Cr_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ – კალიუმ-ქრომის შაბი. კალიუმი შეიძლება შაბებში “შეცვალოს” ნატრიუმმა ან ამონიუმმა.

გოგირდშემცველი სხვა ნაერთები +6 ჟანგვითი რიცხვით: წყალბადის ტრიოქსოფთოროსულფატი $H[SO_3F]$ და ტრიოქსოქლოროსულფატი $H[SO_3]Cl$ სითხეებია. $H[SO_3F]$ წყალხსნარში ძალიან ძლიერი მჟავაა, ჰიდროლიზდება ნელა, მაშინ როცა $H[SO_3]Cl$ ძალიან ჩქარა ჰიდროლიზდება.

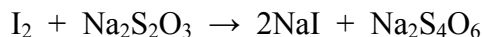
ნატრიუმის ტრიოქსოსულფატის გოგირდის ფხვნილთან დუღილით მიიღება ნატრიუმის სულფიდოტრიოქსოსულფატი ანუ ნატრიუმის თიოსულფატი:



$Na_2S_2O_3$ შეიცავს სხვადასხვა ჟანგვითი რიცხვის მქონე გოგირდის ატომებს (-2 და +6) S^{2-} მის აღმდგენ უნარს განაპირობებს.

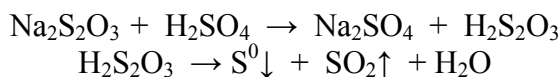


უფრო სუსტი მჟანგავებით თიოსულფატის დაჟანგვა სხვანაირად მიდის:



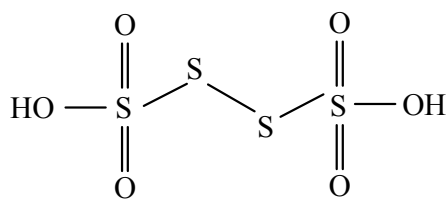
ეს რეაქცია უდევს საფუძვლად იოდის რაოდენობრივ განსაზღვრას (იოდომეტრია).

წყალბადის თიოსულფატი არამდგრადია, მიღებისთანავე იშლება:

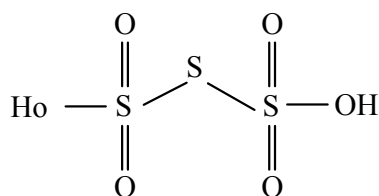
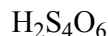


თიოსულფატებიდან ყველაზე მნიშვნელოვანია ნატრიუმის თიოსულფატი $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; გამოიყენება ფოტოგრაფიაში, მედიცინაში.

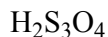
$\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$ -ის შესაბამისი მჟავა $\text{H}_2\text{S}_4\text{O}_6$ მიეკუთვნება პოლითიომჟავებს. ისინი ორფუძიანი მჟავებია ზოგადი ფორმულით $\text{H}_2\text{S}_x\text{O}_6$, სადაც X-მა შეიძლება მიიღოს მნიშვნელობები 3-დან 6-მდე, შეიძლება მეტიც. ეს მჟავები არამდგრადია, მხოლოდ წყალხსნარებშია ცნობილი. მარილები – პოლითიონატები შედარებით მდგრადია.



ტეტრათიომჟავა

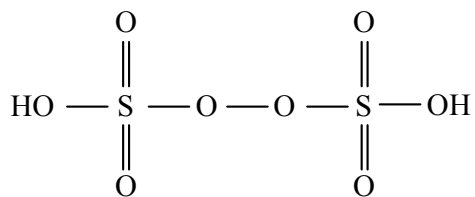


ტრითიომჟავა

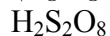


ნახაზი 10.

ტეტრაედრული სტრუქტურული ერთეულების მაკავშირებელი ხიდი შეიძლება იყოს პეროქსიდური ჯგუფიც:

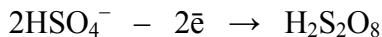


პეროქსიდოგოგირდმჟავა

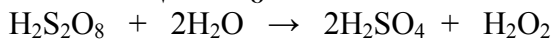


ნახაზი 11.

პეროქსიდოგოგირდმჟავა მიიღება გოგირდმჟავას ან ჰიდროსულფატების ელექტროლიზით:

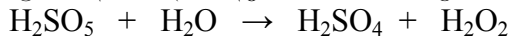


იგი ჰიდროლიზდება H_2O_2 -ის წარმოქმნით:

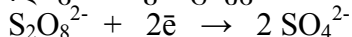


ეს რეაქცია გამოიყენება ტექნიკაში წყალბადის პეროქსიდის მისაღებად.

ცნობილია გოგირდის მეორე ზემოქვეყნება – პეროქსიმონოგოგირდმჟავა H_2SO_5 (კაროს მჟავა). წყლით ისიც ჰიდროლიზდება H_2O_2 -ის გამოყოფით:

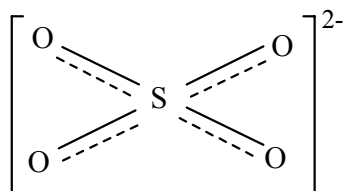


პეროქსისულფატები (VI) ძლიერი მჟანგავებია:

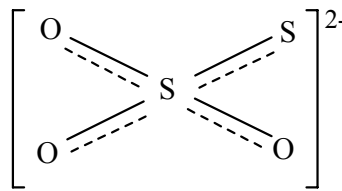


გოგირდის პეროქსიმჟავები გამოიყენებიან ქიმიურ ანალიზში და სინთეზში. ისინი ანახშირებენ ქაღალდს, შაქარს და პარაფინსაც კი.

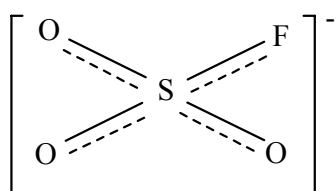
ე.ი. პოლიგოგირდმჟავები, პოლითიომჟავები და პეროქსომჟავები შედგება ტეტრაედრული სტრუქტურული ერთეულებისაგან, რომელთა დამაკავშირებელია პოლიგოგირდმჟავებში – გოგირდის ატომები, პოლითიომჟავებში – ჟანგბადის ატომები, ხოლო პეროქსომჟავებში – პეროქსიდული ჯგუფი. სხვადასხვა ტიპის სულფატ-იონებს კი ერთნაირი ტეტრაედრული აღნაგობა აქვთ:



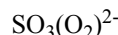
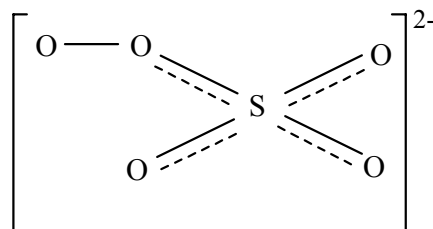
ტეტრაოქსოსულფატი



სულფიდოტრიოქსოსულფატი



ფთოროტრიოქსოსულფატი



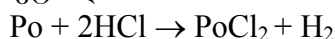
პეროქსოტრიოქსოსულფატი

ნახაზი 12.

3.5. სელენის ქვეჯგუფის ელემენტები

სელენი (Se), ტელური (Te), პოლონიუმი (Po) (გარე შრის აღნაგობა ns^2np^4). დამახასიათებელი ჟანგვითი რიცხვებია +2, +4, +6. პოლონიუმი იშვიათი ელემენტია, რადიოაქტიურია. ბუნებრივი სელენი შედგება 6, ტელური კი 7 მდგრადი იზოტოპისაგან. მიღებულია აგრეთვე სელენის და ტელურის რადიოაქტიური იზოტოპებიც. პოლონიუმს მდგრადი იზოტოპი არ აქვს. სელენის და ტელურის საკუთარი მადნები იშვიათია, ისინი ძირითადად გოგირდის საბადოებს ახლავს სელენიდებისა და ტელურიდების სახით. მათ შეიცავს აგრეთვე გოგირდის სულფიდური მადნებიც. პოლონიუმს კი, როგორც რადიო-აქტიური დაშლის პროდუქტს, ურანისა და თორიუმის მინერალები. სელენს

გოგირდის მსგავსად ახასიათებს პოლიმორფული მოდიფიკაციები. უფრო მდგრადია ჰექსაგონალური ანუ რუხი სელენი. მისი კრისტალები სელენის ზიგზაგისებური ჯაჭვებისაგან შედგება. თხევადი სელენის სწრაფი გაცივებით მოწითალო-ყავისფერი მინისებრი მოდიფიკაცია მიიღება, რომელიც შედგება მოუწესრიგებლად განლაგებული სხვადასხვა სიგრძის მოლეკულებისაგან. წითელი სელენის კრისტალური მოდიფიკაცია Se_8 შედგენილობის მოლეკულები-საგან (S-ის მსგავსად) შედგება. რუხი სელენი ნახევარგამტარია. მისი გამტარობა მკვეთრად იზრდება დასხივებისას. სელენისათვის მდგრადია მოვერცხლისფერო-თეთრი მეტალის მსგავსი კრისტალური ფორმა, თუმცა მეტალისგან განსხვავებით ის მყიფეა. მისი გამტარობა უმნიშვნელოა, მაგრამ დასხივებისას იზრდება. ტელურიც ნახევარგამტარია. ამორფული ტელური არამდგრადია. პოლონიუმი მოვერცხლისფერო-თეთრი მეტალია. რიგში O-S-Se-Te-Po მცირდება მუანგავი უნარი და იზრდება აღმდგენი აქტიურობა. Se და Te წყალთან და განზავებულ მჟავებთან არ მოქმედებენ. პოლონიუმი მოქმედებს მჟავებთან, როგორც ტიპური მეტალი:



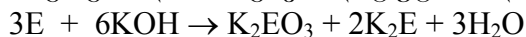
სელენი და ტელური სხვა არამეტალების მსგავსად კონც. აზოტმჟავით მჟავებამდე იჟანგებიან:



პოლონიუმი კი, როგორც მეტალი, მარილებს წარმოქმნის:

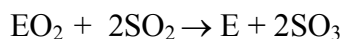


სელენი და ტელური გოგირდის მსგავსად ტუტით დისპროპორციონირდება:



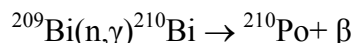
სადაც, E = Se, Te.

სელენსა და ტელურს გოგირდმჟავას წარმოების ნარჩენებიდან ღებულობენ, ისინი გროვდებიან მტვერდამჭერებში და აგრეთვე ანოდურ შლამში, რომელიც მიიღება ფერადი ლითონების ელექტრული გასუფთავებისას. ამ ნარჩენებს ჟანგავენ MnO_2 -ით, მიიღება SeO_2 და TeO_2 , საიდანაც SO_2 -ით აღადგენენ სელენსა და ტელურს.



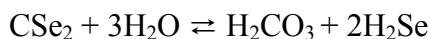
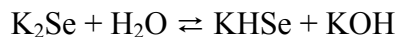
სადაც, E = Se, Te.

^{210}Po იზოტოპს ღებულობენ რეაქტორში ბისმუტის ნეიტრონებით დასხივებით:



როგორც ნახევარგამტარები, Se და Te გამოიყენება ოპტიკური და სასიგნალო ხელსაწყოების ფოტოელემენტების დასამზადებლად. სელენი გამოიყენება აგრეთვე მინის წარმოებაში, ლალისფერი მინის დასამზადებლად. ^{210}Po -ის იზოტოპი გამოიყენება α -ნაწილაკების წყაროდ.

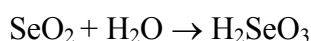
ნაერთები ძირითადი ელემენტის -2 ჟანგვითი რიცხვით. სელენიდები, ტელურიდები და პოლონიდები. ამ შემთხვევაში მუდგანდება ანალოგია ჟანგბადთან და გოგირდთან. ოქსიდი H_2O , Na_2O , CO_2 ; სულფიდი H_2S , Na_2S , CS_2 ; სელენიდი H_2Se , Na_2Se , CSe_2 ; ტელურიდი H_2Te , Na_2Te , CTe_2 . სელენიდები და ტელურიდები კრისტალური სტრუქტურით, სხნადობით, მიღების მეთოდებითა და ქიმიური თვისებებით სულფიდების ანალოგიურია. მათ შორისაც არის ფუძე და მჟავური ფორმები:



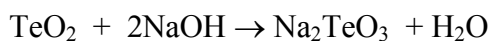
ატომთა დიდი ზომებისა და დაბალი ელექტროუარყოფითობის გამო სელენისა და ტელურის ატომები ლიგანდების როლში იშვიათად გამოდიან. ამიტომ სხვადასხვა ქიმიური ბუნების სელენიდებსა და ტელურიდებს შორის

რეაქციები დამახასიათებელი არ არის (განსხვავებით სულფიდებისაგან). H_2Se და H_2Te აირებია მკვეთრი დამახასიათებელი სუნით. თვისებებით გვანან გოგირდწყალბადს. გოგირდის ქვეჯგუფის ელემენტების წყალბადნაერთებში (H_2S , H_2Se , H_2Te) ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად სავალენტო კუთხე 90° -ს უახლოვდება, რაც კოვალენტური ბმების არაჰიბრიდული ორბიტალებით წარმოქმნის მაჩვენებელია. $H_2O-H_2S-H_2Se-H_2Te$ ბმის სიგრძის ზრდასთან ერთად ამ მიმართულებით მოლეკულების მდგრადობა მცირდება. (ბმის ენერჯია მცირდება) ისინი ენდოთერმული ნაერთებია (განსხვავებით წყლისა და გოგირდწყალბადისაგან).

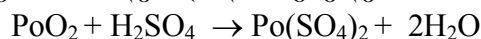
ძირითადი ელემენტების +4 ჟანგვითი რიცხვი მათ ახასიათებთ ოქსიდებში, ტეტრაჰალოგენიდებში, შესაბამის ანიონურ კომპლექსებში. მაგ., გოგირდისაგან განსხვავებით სელენისა და ტელურისთვის დიოქსიდები. ჩვეულებრივ პირობებში EO_2 პოლიმერული ნაერთებია. $SeO_2-TeO_2-PoO_2$ რიგში მჟავური თვისებები მცირდება. მაგალითად, SeO_2 ადვილად იხსნება წყალში შესაბამისი მჟავას წარმოქმნით:



TeO_2 წყალში არ იხსნება, მაგრამ როგორც მჟავა ოქსიდი, ტუტეების წყალხსნართან მოქმედებს:

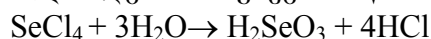


PoO_2 ტუტესთან მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე შეღებობით შედის რეაქციაში, ხოლო მჟავებთან ადვილად მოქმედებს, როგორც ფუძე ოქსიდი:

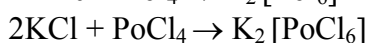
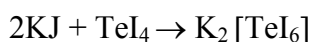


EO_3^{2-} მარილებს სელენიტები, ტელურიტები და პოლონიტები ქვია. H_2SO_3 -გან განსხვავებით, H_2SeO_3 გამოყოფილია თავისუფალი სახით. ეს არის მყარი ნივთიერება, რომელიც ადვილად კარგავს წყალს SeO_2 -ის წარმოქმნით, H_2TeO_3 კი ავლენს პოლიმერიზაციის უნარს, ამიტომ ტელურიდებზე მჟავის მოქმედებით გამოიყოფა ნალექი (ცვლადი შედგენილობით $TeO_2 \cdot nH_2O$).

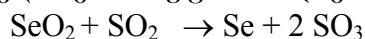
ტეტრაჰალოგენიდები, გარდა თხევადი SeF_4 -ისა, ყველა მყარია. ისინი მარტივი ნივთიერებების ურთიერთქმედებით მიიღებიან. მჟავური ბუნების ნაერთებია. ადვილად ჰიდროლიზდებიან მჟავების წარმოქმნით:



რეაქციაში შედიან ფუძე ჰალოგენიდებთან კომპლექსური ჰალოგენიდების წარმოქმნით:



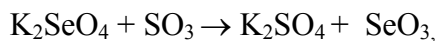
SO_2 -თან და SO_3^{2-} -თან შედარებით უფრო ძლიერი მჟანგავებია:



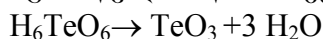
მათ დასაქანგად ძლიერი მჟანგავებია საჭირო.

ნაერთები +6 ჟანგვითი რიცხვით: SeO_3 , TeO_3 , SeF_6 , TeF_6 .

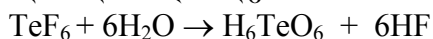
პოლონიუმის ნაერთები +6 ჟანგვითი რიცხვით არამდგრადებია. SO_3 -ის მსგავსად SeO_3 -ისთვის არსებობს მინისებური და აზბესტისებური მოდიფიკაციები. SeO_3 წყალთან ძალიან ენერჯიულად მოქმედებს H_2SeO_4 -ის წარმოქმნით. TeO_3 -საც ახასიათებს ორი მოდიფიკაცია. TeO_3 წყალში პრაქტიკულად არ იხსნება, მაგრამ ტუტესთან შედის რეაქციაში. SeO_3 -ს ღებულობენ სელენატებზე SO_3 -ის მოქმედებით:



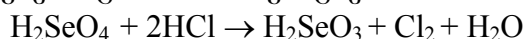
ხოლო TeO_3 ტელურმჟავასაგან წყლის წართმევით:



H_2SeO_4 თეთრი მყარი ნივთიერებაა. გოგირდმჟავას მსგავსად ხარბად შთანთქავს წყალს. ანახშირებს ორგანულ ნივთიერებებს. მისი წყალხსნარი ძლიერი მჟავაა. ტელურისთვის, ისე როგორც მესხეთე პერიოდის სხვა p-ელემენტებისთვის (რადიუსის ზრდის გამო) დამახასიათებელია კოორდინაციული რიცხვი 6, ამიტომ არის მისი შესაბამისი მჟავა განსხვავებული შედგენილობის H_6TeO_6 . იგი ძალიან სუსტი მჟავა და სუსტი მჟანგავია. მისი მარილები მიიღება $Te(IV)$ -ის ნაწარმების ტუტეებთან რეაქციით მჟანგავების თანაობისას. H_6TeO_6 ცხელ წყალში კარგად იხსნება. SeF_6 და TeF_6 აირებია SF_6 -ისა და SeF_6 -სგან განსხვავებით, TeF_6 ადვილად ჰიდროლიზდება:



სელენ(VI)-ის ნაერთები, გოგირდის ანალოგიურ ნაერთებთან შედარებით, არამდგრადია. გაცხელებით SeO_3 და H_2SeO_4 ადვილად იშლებიან ჟანგბადის გამოყოფით. ამიტომ H_2SeO_4 გოგირდმჟავაზე ძლიერი მჟანგავია. H_2SeO_4 განსხვავებით გოგირდმჟავისაგან, HCl -ს ჟანგავს:



ატომური ქლორის გამოყოფის გამო ეს ნარევი ძლიერი მჟანგავია, ხსნის პლატინას, ოქროს. H_2SeO_4 ცალკე აღებული ერთადერთი მჟავაა, რომელიც ოქროს ხსნის.

მეოთხე თავი

პერიოდული სისტემის V ჯგუფის p-ელემენტები

აზოტი

აზოტის ქიმიური ნიშანია N (ბერძნულად “აზოტი” უსიცოცხლოს ნიშნავს, ლათინურად “Nitrogenium” – “გვარჯილმბადი”). აზოტი აღმოაჩინა დანიელ რეზერფორდმა 1772 წელს.

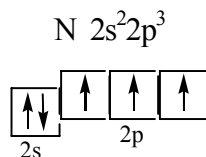
მენდელეევის პერიოდული სისტემის მიხედვით აზოტი VA ჯგუფის ტიპური ელემენტია. მას მკვეთრად გამოხატული არამეტალური თვისებები აქვს. ის VA ჯგუფის ყველაზე მსუბუქი ელემენტია. აზოტის ატომური (კოვალენტური) რადიუსი 0,071 ნმ-ია. იონიზაციის პირველი ენერჯიაა I_1 14.53 ევ. არამეტალური ბუნებით (პოლინგის სკალის მიხედვით მისი ელექტროუარყოფითობა χ უდრის 3-ს), ის ჩამორჩება მხოლოდ ფთორს და ჟანგბადს, მაშინ როდესაც მისი მძიმე ანალოგები (Sb, Bi) ცხადად ავლენენ მეტალურ ბუნებას. VA ჯგუფი შეიძლება განვიხილოთ, როგორც კარგი მაგალითი, სადაც შესაბამისი ელემენტების თვისებები მკვეთრად იცვლება მათი ადგილმდებარეობის ცვლილებასთან კავშირში.

აზოტის შესწავლა ჯერ კიდევ ლავუაზიეს ექსპერიმენტებს უკავშირდება, როდესაც დაიწყო ატმოსფერული აზოტის გამოკვლევები, კერძოდ, აზოტის ჰაერიდან დაცილების ცდები. მოლეკულური აზოტი სიცოცხლისათვის უიმედო აირია, მაშინ როდესაც ცოცხალი ორგანიზმების ცხოველქმედების პროცესები ბმული აზოტის გარეშე წარმოუდგენელია.

აზოტი კენტ ელემენტებს მიეკუთვნება. ამიტომ იგი ხასიათდება სტაბილური იზოტოპების მცირე რიცხვით (^{14}N – 99,64% და ^{15}N – 0,36%).

აზოტის იზოტოპები ზოგიერთ ბირთვულ რეაქციაში მნიშვნელოვან როლს ასრულებს. აზოტის ბირთვების ზოგიერთი ტიპი კოსმოსურ სხივებთან ურთიერთქმედებისას გარდაიქმნება ^{14}C რადიოაქტიურ იზოტოპად. ამ იზოტოპის რადიოაქტიურობის გაზომვით არქეოლოგიაში ადგენენ ნახშირბადის შემცველი ნივთიერებების ასაკს.

აზოტის ატომის გარე ენერგეტიკული დონის ელექტრონული კონფიგურაცია შემდეგი სქემით გამოისახება:



აზოტმა ნაერთებში შეიძლება გამოავლინოს ჟანგვის სხვადასხვა ხარისხი (ცხრილი 8), მაგრამ ის ტიპური იონების (N^{+5} , N^{-3}) წარმოქმნის უნარს მოკლებულია.

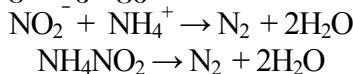
ცხრილი 8. ნაერთებში აზოტის დამახასიათებელი ჟანგვითი რიცხვები

ჟანგვითი რიცხვი	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3	+4	+5
ნივთიერება	NH_3 Mg_3N_2	$\text{NH}_2\text{-NH}_2$	NH_2OH	N_2	N_2O	NO	N_2O_3 HNO_2	NO_2 N_2O_4	N_2O_5 HNO_3

აზოტს ბუნებაში გავრცელების მხრივ მე-18 ადგილი უკავია (მისი კლარკი 0,04 %-ს შეადგენს). აზოტის დაახლოებით ნახევარი ატმოსფეროშია გავრცელებული (მოლეკულური აზოტის სახით), ხოლო მეორე ნახევარი – ლითოსფეროში (სხვადასხვა მინერალის სახით. ბმულ აზოტს შეიცავს ცილები. ის უდიდეს როლს ასრულებს ცოცხალი ორგანიზმის ცხოველქმედების პროცესებში. აზოტს შეიცავს აგრეთვე

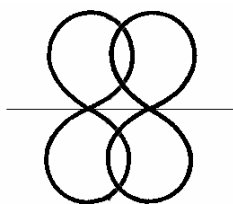
ცხოველური და მცენარეული წარმოშობის წიაღისეული სათბობი, რაც ცოცხალი ორგანიზმების უჭაერო არეში დაშლასთან არის დაკავშირებული.

აზოტის შემცველი მინერალური ნაერთებიდან ბუნებაში გავრცელებულია ნიტრატები $[\text{NaNO}_3]$ (ჩილე) და KNO_3 -ის (ინდოეთი) სახით, თუმცა შესაძლებელია არსებობდეს NO_2^- -იონები, რომლებიც ნიადაგში არსებულ NH_4^+ -იონებთან ურთიერთქმედებისას მოლეკულურ აზოტს გამოყოფენ:



ამ რეაქციას ლაბორატორიაში აზოტის მისაღებად იყენებენ.

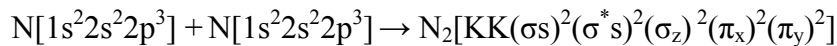
მოლეკულური აზოტის ელექტრონული აღნაგობა: მოლეკულაში აზოტის ატომებს შორის სამმაგი ბმაა. ატომის გარე შრეზე არსებული სამი გაუწყვილებელი (2p) ელექტრონის ხარჯზე ის წარმოქმნის სამ ორელექტრონიან კოვალენტურ ბმას. აზოტის ატომს აგრეთვე უნარი აქვს, გარკვეულ პირობებში, კოორდინაციული ბმის წარმოსაქმნელად, “გამოიყენოს” გაუზიარებელი 2s ელექტრონი. აზოტის მოლეკულის წარმოქმნისას თითოეული ატომის ერთი 2s და ერთი 2p ვალენტური ორბიტალი განიცდის sp-ჰიბრიდიზაციას და მიღებული ორი ჰიბრიდული ორბიტალიდან ერთ-ერთის (რომელზეც გაუწყვილებელი ელექტრონია) ატომბირთვების შემაერთებელი წრფის გასწვრივ გადაფარვისას ატომთა შორის მყარდება ერთი σ -ბმა. ჰიბრიდიზაციის არსებობაზე მიუთითებს ექსპერიმენტულად განსაზღვრული σ -ბმის ენერჯის მაღალი მნიშვნელობა (543.4 კჯ/მოლი) თეორიულად მოსალოდნელთან შედარებით. აზოტის თითოეულ ატომს რჩება ერთი ჰიბრიდული არაკევივალენტური და ორი არაჰიბრიდული p_y- და p_z-ორბიტალი. აზოტის ატომების p_y და p_z ორბიტალების გვერდითი გადაფარვით ურთიერთმართობულ სიბრტყეში წარმოიქმნება ორი დამატებითი π -ბმა:



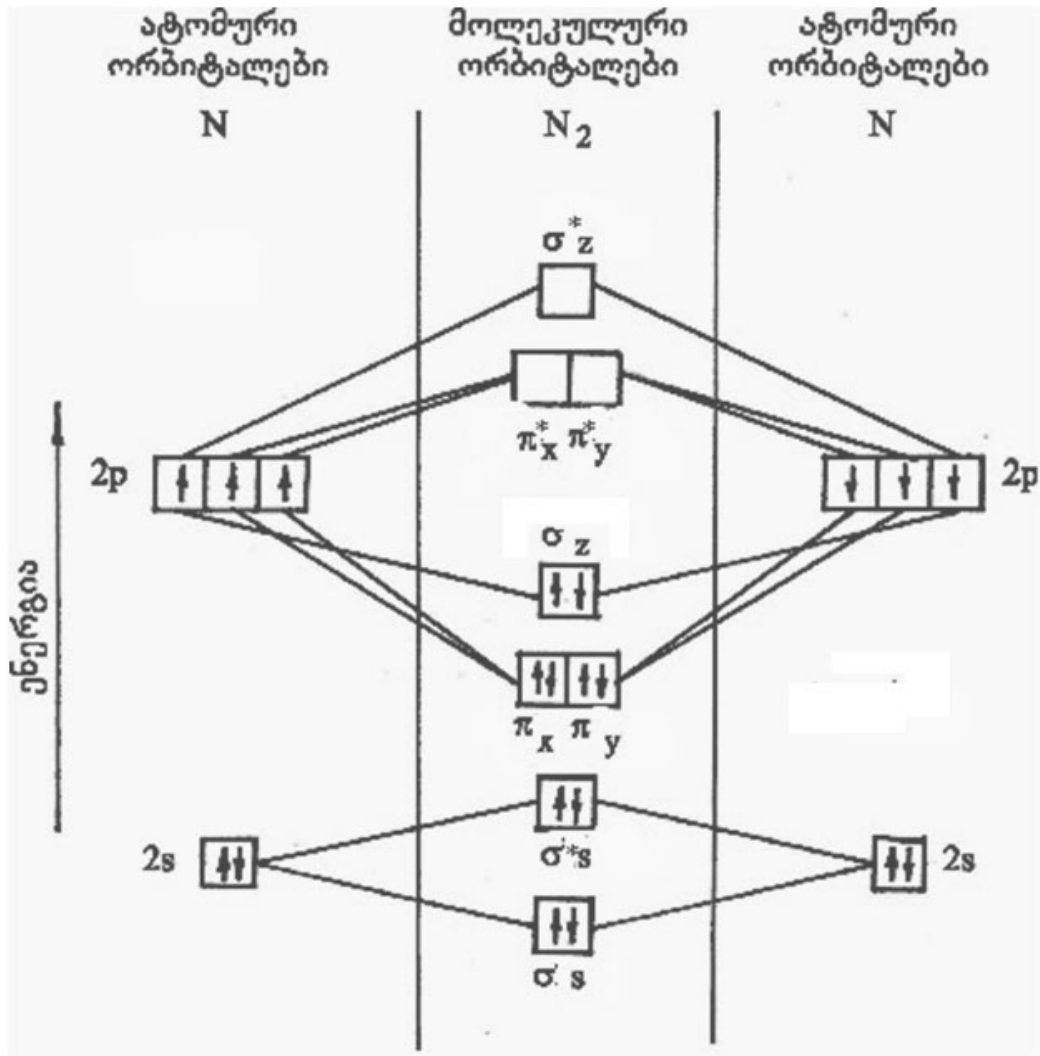
ნახაზი 13. π -ბმა

π -ბმა ყოველთვის არაჰიბრიდული ელექტრონული ორბიტალების გადაფარვით მიიღება. დამაკავშირებელ ელექტრონულ ღრუბელს სიმეტრიის ღერძი არ გააჩნია, აქვს მხოლოდ სიმეტრიის სიბრტყე, რომელიც ატომთა ბირთვებზე გადის.

აზოტის მოლეკულაში ბმების წარმოქმნა შეიძლება შემდეგი სქემით წარმოვადგინოთ:

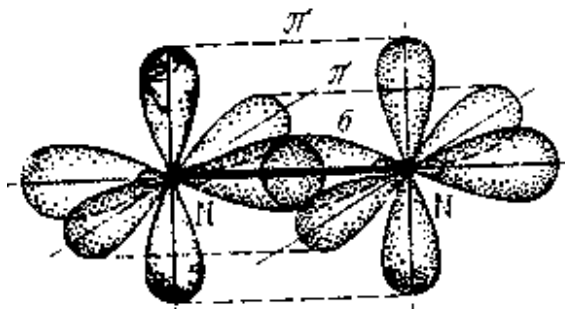
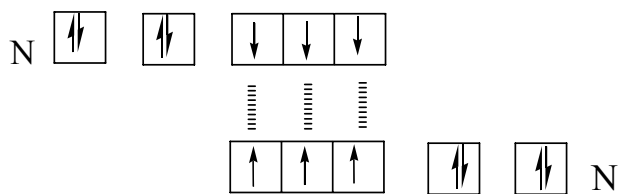


სადაც KK გამოსახავს მთლიანად შევსებულ $(\sigma s)^2(\sigma^* s)^2$ ორბიტალებს.



ნახაზი 14. აზოტის მოლეკულის ელექტრონული დიაგრამა

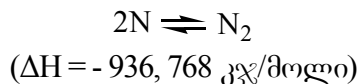
აზოტის ენერგეტიკული სქემიდან და ელექტრონული ფორმულიდან ჩანს, რომ მოლეკულაში ექვსი ელექტრონი განლაგებულია სამ მაკავშირებელ ორბიტალზე (σ_s , π_x , π_y) (შეესაბამება ერთი σ და ორი π ბმა). ვალენტური ბმის მეთოდის მოხედვით N_2 -ის მოლეკულა შემდეგნაირად შეიძლება წარმოვადგინოთ:



ნახაზი 15. აზოტის მოლეკულის მოდელი

მაშასადამე, აზოტის მოლეკულაში ატომებს შორის ხორციელდება სამი ბმა: ერთი σ_{sp-sp} და ორი π_{p-p} ბმა.

მოლეკულური აზოტი მაღალი ქიმიური მდგრადობით გამოირჩევა, რასაც განაპირობებს აზოტის ატომებს შორის არსებული მტკიცე ქიმიური ბმა. ატომებიდან მოლეკულური აზოტის წარმოქმნა ეგზოთერმული პროცესია მნიშვნელოვანი სითბური ეფექტით. ამიტომ აზოტის მოლეკულებში ბმების დასახელებად ძალზე დიდი ენერჯიაა საჭირო:

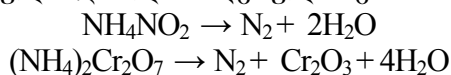


აზოტის ატომბირთვებს შორის მანძილი 0,109 ნმ-ია, რაც განაპირობებს მისი მოლეკულის სიმტკიცეს. აზოტის ატომებს შორის სამმაგ ბმაში ერთ-ერთ ბმას უჩვეულოდ მაღალი ენერჯია აღმოაჩნდა ($E_{კვ} = 522,75 \text{ კჯ/მოლი}$), რაც აბნელებს სამმაგი ბმის დარღვევას.

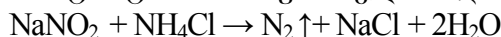
მიღება:

მრეწველობაში აზოტი მიიღება ჰაერის გათხევადებით და თხევადი ჰაერის ფრაქციული გამოხდით. აზოტი ჟანგბადზე უფრო დაბალმდულარეა (დულ.ტ. -196°C -ის ტოლია), ამიტომ ის ჟანგბადზე ადრე ორთქლდება, რაც მისი ჟანგბადისაგან დაცილების შესაძლებლობას განაპირობებს. მისი მიღება ასევე შეიძლება გარკვეულ ტემპერატურაზე გახურებულ რკინაზე ჰაერის ნაკადის გატარებით. ამ დროს აზოტი სუფთავდება ჰაერის ჟანგბადისაგან, მაგრამ მინარევის სახით შეიცავს ინერტულ აირებს და ზოგიერთ სხვა მინარევს (მაგ., CO_2).

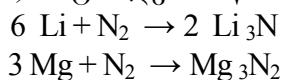
ლაბორატორიულ პირობებში აზოტს ძირითადად ამონიუმის ნიტრიტის ან ამონიუმის დიქრომატის თერმული დაშლით ღებულობენ:



ამონიუმის ნიტრიტის შედარებით დაბალი მდგრადობის გამო, შესაძლებელია აზოტის მიღება ნატრიუმის ნიტრიტის ამონიუმის ქლორიდთან გახურებით:



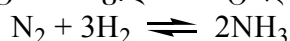
ფიზიკური და ქიმიური თვისებები: მოლეკულური აზოტი უსუნო, უფერო, წყალში მცირედ ხსნადი აირია. ის სამმაგი ბმის მაღალი მდგრადობის გამო ქიმიურად ინერტულია, მაგრამ სათანადო პირობების შერჩევით ბევრ მარტივ ნივთიერებასთან რეაგირებს. მოლეკულური აზოტი უერთდება აქტიურ მეტალებს მეტალთა ძაბვის მწკრივში ალუმინის ჩათვლით (ოთახის ტემპერატურაზე აზოტი მხოლოდ Li-თან ურთიერთქმედებს) ნიტრიდების წარმოქმნით:



მაგნიუმის ანთებული ლენტა აზოტიან ჭურჭელში შეტანისას წვას განაგრძობს შესაბამისი ნიტრიდის წარმოქმნით. Mg-N ბმა მაღალი სიმტკიცით გამოირჩევა.

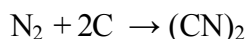
აზოტი არამეტალებთანაც მოქმედებს, ჟანგბადი, წყალბადი და ა.შ. რეაქციები არამეტალებთან მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე მიმდინარეობს.

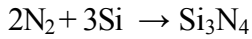
აზოტი წყალბადთან ოპტიმალური სიჩქარით რეაგირებს $450-500^{\circ}\text{C}$ -ზე და 10-30 მპა წნევაზე, კატალიზატორების თანაობისას (ამიაკის სინთეზის სამრეწველო მეთოდი – ატმოსფერული აზოტის ბმულ აზოტად გარდაქმნის ძირითადი ხერხი):



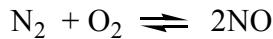
რეაქცია კატალიზურია, კატალიზატორად გამოიყენება გარკვეული წესით დამზადებული ფოროვანი რკინა პრომოტორებით – K_2O , Al_2O_3 , SiO_2 .

აზოტი ნახშირბადთან (გაუარვარებულ კოქსთან) წარმოქმნის დიციანს – $(\text{CN})_2$, ხოლო სილიციუმთან მაღალტემპერატურაზე (1000°C) – ქიმიურად მდგრად ნაერთს, Si_3N_4 :





აზოტი უშუალოდ არ უერთდება გოგირდს და ჰალოგენებს. აზოტი ჟანგბადთან ძალიან მაღალ ტემპერატურაზე მოქმედებს (3500-4000°C):



მარცხნიდან მარჯვნივ ეს რეაქცია ენდოთერმულია და ხასიათდება დიდი რაოდენობით სითბოს შთანთქმით. აღნიშნული რეაქცია ბუნებაშიც მიმდინარეობს ჭექა-ქუხილის დროს.

თანამედროვე ქიმიის ერთ-ერთ უმნიშვნელოვანეს ამოცანას წარმოადგენს ჩვეულებრივ პირობებში (კატალიზატორების გამოყენებით) მოლეკულური აზოტის ფიქსაცია – მისი ბმულ მდგომარეობაში გადაყვანა. ამის პერსპექტივა ისახება კომპლექსური ნაერთების გამოყენებით მოლეკულურ აზოტის გარდაქმნაში. მოლეკულური აზოტის შესაკავშირებლად გამოყენებულია როდიუმის, პალადიუმის, ტიტანის, კობალტის, ზოგჯერ რკინის კომპლექსები სხვადასხვა რთულ ლიგანდებთან, მაგრამ სამწუხაროდ, მიღებული ნაერთების დაშლით ისევ აზოტი გამოიყოფა და არა ამიაკი. დღეისათვის კომპლექსში არსებული აქტივირებული აზოტი ვერ “აიძულეს” ემოქმედა წყალბადთან ამიაკის წარმოქმნით, თუმცა სამეცნიერო ლიტერატურაში ამის შესახებ გარკვეული ინფორმაცია უკვე არსებობს.

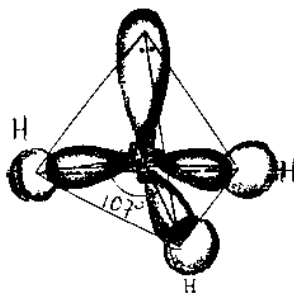
აზოტი გამოიყენება ამიაკის სინთეზში, (ხოლო ამიაკი აზოტმუავასა და აზოტიანი სასუქების წარმოებაში), სხვადასხვა ფეთქებადი ნივთიერებების მისაღებად, აგრეთვე ინერტული არის შესაქმნელად (მაგ., არგონის ნაცვლად) იმ პროცესებში, სადაც ჟანგბადის მონაწილეობა არასასურველია, ქლორსილანების წარმოებაში ძირითადი რეაქციის თანამდე აირების (HCl) გამოსადევნად, სარეაქციო სისტემის ჰერმეტიზაციის შესამოწმებლად და სხვ.

ამიაკი. ამონიუმის მარილები: აზოტი წყალბადთან რამდენიმე ნაერთს წარმოქმნის (ამიაკი, ჰიდრაზინი, ჰიდროქსილაამინი, აზოტწყალბადმუავა), რომელთა შორის ყველაზე მნიშვნელოვანი ამიაკია.

ამიაკი უფერო, ჰაერზე თითქმის 2-ჯერ მსუბუქი, დამახასიათებელი მკვეთრი სუნის (“ნიშადურის სპირტს” ამიაკის სუნი აქვს) წყალში კარგად ხსნადი აირია. ოთახის ტემპერატურაზე 700 მოც. ამიაკი იხსნება 1 მოც. წყალში. ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე, მაღალი წნევის პირობებში, ადვილად თხევადდება (დღ.ტ. - 33,4°C, ლღ.ტ. -77,7°C). ამიაკის წყალთან შედარებით საგრძნობლად დაბალი დუდილის ტემპერატურა გაპირობებულია შედარებით სუსტი მოლეკულათა-შორისი წყალბადური ბმებით.

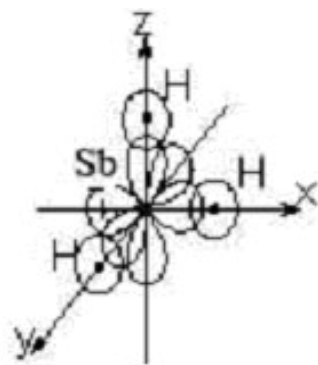
როგორც ცნობილია, სამი p ორბიტალი სივრცეში ორიენტირებულია ურთიერთმართობულად (90°-იანი კუთხით, მაქსიმალური განზიდვა). აქედან გამომდინარე, აზოტს (რომელსაც სამი სავალენტო p ორბიტალი აქვს) წყალბადთან კოვალენტური ბმები ამ მიმართულებით უნდა წარმოექმნა. სინამდვილეში, ამიაკის მოლეკულაში სავალენტო კუთხე 107,3°-ის ტოლია, რაც მეთანის ნახშირბადის მსგავსად, ამიაკის აზოტის სავალენტო ორბიტალების sp^3 ჰიბრიდიზაციაზე მიუთითებს. ე.ი. აზოტი წყალბადის სამ ატომთან ბმებს sp^3 ჰიბრიდული ორბიტალებით ამყარებს. მეოთხე ჰიბრიდული ორბიტალი თავისუფალი ელექტრონული წყვილით ბმაში არ მონაწილეობს. ასეთ ორბიტალს არაეკვივალენტური ორბიტალი ეწოდება. ამრიგად, ამიაკში, მეთანის მსგავსად, ვალენტური ორბიტალების sp^3 -ჰიბრიდიზაცია ხორციელდება. მაგრამ ამ უკანასკნელისაგან განსხვავებით ამიაკში ბმებს შორის კუთხე ტეტრაედრულზე ნაკლებია და 107,3°-ის ტოლია. მაშასადამე, ამიაკში აზოტის ჰიბრიდული ორბიტალები განლაგებულია დამახინჯებული ტეტრაედრის წვეროების მიმართულებით. არაეკვივალენტური ორბიტალი ხასიათდება მაღალი ელექტრონული სიმკვრივით და კუთხე, რომელსაც იგი ბმის წარმოქმნელ ჰიბრიდულ ორბიტალებთან ქმნის, მეტია ჰიბრიდულ ორბიტალებს შორის კუთხესთან შედარებით. მოლეკულა პირამიდის ფორმისაა. რადგან ამიაკში კუთხე ტეტრაედრულზე ნაკლებია, შეიძლება

ვივარაუდოთ, რომ ამ შემთხვევაში არ ხორციელდება სავალენტო ორბიტალების სრული sp^3 ჰიბრიდიზაცია (sp^3 ჰიბრიდიზაციის ხარისხი არ აღწევს 100%-ს), s ორბიტალების წილი ჰიბრიდიზაციაში რამდენადმე ნაკლებია, რაც სავალენტო ტეტრაედრული კუთხის შემცირებას იწვევს. ამიაკის მოლეკულის ასეთ სტრუქტურას ადასტურებს ექსპერიმენტულად ნაპოვნი დიპოლური მომენტის მნიშვნელობა, რომელიც $4.8 \cdot 10^{-29}$ კმ-ს ტოლია.



ნახაზი 16. ამიაკის მოლეკულის მოდელი

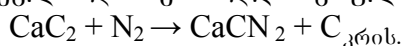
აზოტის ქვეჯგუფის ელემენტების წყალბადნაერთებში (PH_3 , AsH_3 , SbH_3) ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად სავალენტო კუთხე ბმებს შორის თანდათან უახლოვდება 90° -ს, რაც კოვალენტური ბმების არაჰიბრიდული ორბიტალებით წარმოქმნას ადასტურებს.



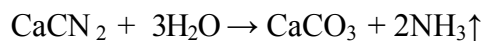
ნახაზი 17. სტიბინის მოლეკულის მოდელი

ამიაკის მიღების მეთოდები:

1. ციანიდური მეთოდი (ძველი და ძვირადღირებული მეთოდია):



წყლის ორთქლის მოქმედებით კალციუმის ციანამიდი ადვილად იშლება ამიაკის გამოყოფით:

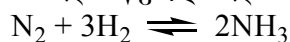


2. ამიაკს ლაბორატორიაში NH_4Cl -ის $Ca(OH)_2$ -თან გახურებით ღებულობენ:



გამოყოფილი ამიაკი ტენიანია, გასაშრობად ნატრონ კირში ატარებენ (კალციუმის ოქსიდის ნარევი მწვავე ნატრთან).

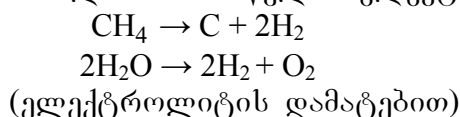
3. ტექნიკაში ამიაკს აზოტისა და წყალბადისაგან სინთეზით ღებულობენ:



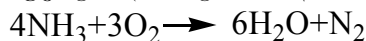
სინთეზის პირველი ეტაპი წყალბადის და აზოტის ადსორბციაა რკინის კატალიზატორის ზედაპირზე. ამ დროს წყალბადის მოლეკულები ატომებად იშლება, ხოლო აზოტის მოლეკულები ნაკლებად მტკიცე ხდება (აქტიურდება). კატალიზატორის ზედაპირზე წარმოქმნილი ამიაკის მოლეკულები აზოტის მოლეკულებით გამოძევდება და ასე მეორდება ეს პროცესები.

სინთეზის რეაქცია პირდაპირი მიმართულებით ეგზოთერმულია და მიმდინარეობს აირთა მოლეკულის რიცხვის შემცირებით, ამიტომ გამოსავლიანობის გაზრდის მიზნით საჭიროა რეაქციის ჩატარება მაღალი წნევისა და დაბალი ტემპერატურის პირობებში. ოპტიმალურ პირობებად შერჩეულია 10-30 მპა წნევა, ტემპერატურა 460-500°C, რადგან უფრო დაბალ ტემპერატურაზე რეაქციის სინქარე ეცემა. თუმცა ამ ოპტიმალურ პირობებშიც კი რეაქციის შექცევადობის გამო აზოტის და წყალბადის ნარევის მხოლოდ ნაწილი გარდაიქმნება ამიაკად (აირთა ნარევის 10-20%). ამიაკს აირთა ნარევიდან გაცივებით გამოყოფენ, ხოლო რეაქციაში შეუსვლელ, დამატებით შეკუმშულ გამოსავალ აირებს (აზოტს და წყალბადს) ისევ აბრუნებენ ამიაკის სინთეზის რეაქტორში. ამ მეთოდით ამიაკის გამოსავლიანობა 90-95%-ს აღწევს.

ამიაკის სინთეზისათვის საჭირო აზოტს ჰაერის გათხევადებით ღებულობენ, ხოლო წყალბადს მეთანის პიროლიზით ან წყლის ელექტროლიზით:



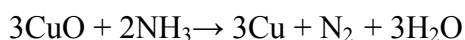
ქიმიური თვისებები: ამიაკი საკმაოდ აქტიური ნივთიერებაა. იგი ძლიერი აღმდგენია. ჟანგბადში იწვის უკატალიზატოროდ აზოტის გამოყოფით:



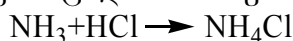
ხოლო პლატინის, როგორც კატალიზატორის, თანაობისას ამიაკი იჟანგება NO-ს წარმოქმნით:



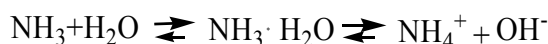
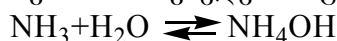
ამიაკი მეტალთა ოქსიდებიდან აღადგენს მეტალებს, თვითონ კი N₂-მდე იჟანგება:



VI და VII ჯგუფის არამეტალების წყალბადნაერთებისაგან განსხვავებით, რომლებსაც მჟაური ბუნება აქვს, ამიაკი ფუძე ბუნებისაა. ამიაკის მოლეკულა H⁺-იონების აქცეპტორია. ის მოქმედებს მჟავებთან როგორც თავისუფალ მდგომარეობაში, ისე წყალხსნარებშიც და ამონიუმის მარილებს წარმოქმნის:



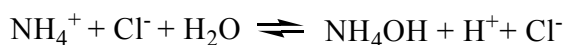
ამიაკი ამონიუმ-იონის წარმოქმნით მოქმედებს აგრეთვე წყალთან:



ამიტომ ამიაკის წყალხსნარს ტუტე რეაქცია აქვს, თუმცა ის სუსტი ფუძეა. ამონიუმის ჰიდროქსიდი სუსტი ელექტროლიტია. იგი არამდგრადია და არსებობს მხოლოდ წყალხსნარში.

ამონიუმის ჰიდროქსიდი ამიაკის მსგავსად წარმოქმნის ამონიუმის მარილებს. ამონიუმის მარილები უფერო, იონური კრისტალური სტრუქტურის ნაერთებია, წყალში კარგად იხსნებიან და ძლიერ ელექტროლიტებს მიეკუთვნებიან; ემსგავსებიან ტუტე მეტალების მარილებს, განსაკუთრებით კალიუმისას, რაც მათი იონების რადიუსების მნიშვნელობათა სიახლოვით აიხსნება.

ამონიუმის მარილები (რადგან ამიაკი სუსტი ფუძეა) წყლით ჰიდროლიზდებიან:



ამონიუმის მარილებს მარილებისთვის დამახასიათებელი ყველა თვისება აქვს. ისინი რეაქციაში შედიან მჟავებთან, ტუტეებთან, მარილებთან და გახურებით იშლებიან. ტუტესთან რეაქცია მათ აღმოსაჩენად გამოიყენება, რამდენადაც ამ დროს შეიმჩნევა ამიაკის დამახასიათებელი სუნი:

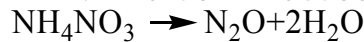


ამონიუმის ზოგიერთი მარილების დაშლა შექცევადია:



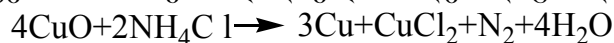
შექცევადად იშლებიან ამონიუმის ის მარილები, რომელთა ანიონები არ არიან მუანგავები (როგორცაა Cl) ან სუსტი მუანგავებია.

ხოლო თუ მარილის ანიონი მკვეთრად გამოხატული მუანგავია, დაშლა მიმდინარეობს ჟანგვა-აღდგენით და რეაქცია შეუქცევადია:

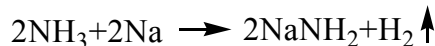


ამიაკს და მის მარილებს დიდი გამოყენება აქვთ. ამიაკი ადვილად თხევადდება, მისი აორთქლებისას დიდი რაოდენობით სითბო შთაინთქმება. ამიტომ ამიაკი სხვადასხვა გამაცივებელ მოწყობილობაში გამოიყენება. მისი წყალსნარი მოიხმარება მედიცინასა და ყოფა-ცხოვრებაში, ხოლო თხევადი ამიაკი და ამონიუმის მარილები – NH_4NO_3 და $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, გამოიყენება სასუქად.

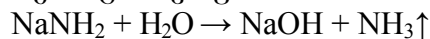
NH_4Cl გამოიყენება სამღებრო საქმეში, აგრეთვე მეტალთა შეღდობისას, რამდენადაც ის მეტალთა ზედაპირს ოქსიდებისაგან ათავისუფლებს. გახურებული მეტალის NH_4Cl -თან შეხებისას. მეტალთა ზედაპირზე არსებული ოქსიდები მეტალამდე აღდგებიან ან აქროლად ქლორიდებად გარდაიქმნებიან:



ამიაკის წყალბად-ატომებს (მიუხედავად იმისა, რომ ამიაკი ფუძეა) მეტალით ჩანაცვლების უნარი აქვს. თხევად ამიაკში წყალბადის ტუტე მეტალებით ნაწილობრივ ჩანაცვლების პროდუქტებს ამიდები ეწოდება (მაგ., NaNH_2):

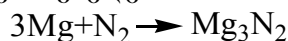


წყალი ამიდებს შლის ამიაკის გამოყოფით:

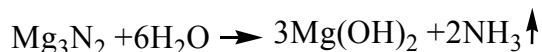


როგორც ძლიერი წყალწარმოქმევი და ფუძე თვისებების მქონე ნაერთი, NaNH_2 გამოიყენება ზოგიერთ ორგანულ სინთეზში, მაგ., ინდიგოს და ზოგიერთი სამკურნალო პრეპარატის წარმოებაში, აგრეთვე პოლიმერიზაციის კატალიზატორად (ანიონური პოლიმერიზაცია).

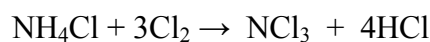
მეტალებით სრული ჩანაცვლებისას მიღებულ ნაერთებს კი მეტალთა ნიტრიდები ეწოდება. ზოგიერთი მათგანი Li_3N , Ca_3N_2 და Mg_3N_2 მიიღება აზოტთან მეტალების პირდაპირი ურთიერთქმედებით:



ნიტრიდები წყლით სრულად ჰიდროლიზდება:

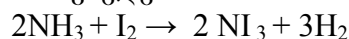


ამიაკის წყალბადის ატომები შეიძლება ჰალოგენბითაც ჩანაცვლოს. მაგ., NH_4Cl -ის კონც. ხსნარზე Cl_2 -ის მოქმედებით მიიღება NCl_3 – აზოტის ქლორიდი (ქლორის ნიტრიდი):



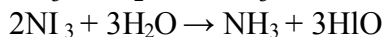
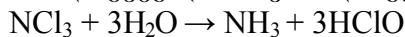
იგი მძიმე სითხეა, ფეთქებადია.

ასეთივე თვისებები აქვს აზოტის იოდიდს (იოდის ნიტრიდი). აზოტის იოდიდი მიიღება ამიაკზე იოდის მოქმედებით:

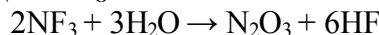


ნესტიანი აზოტის იოდიდი საშიში არ არის, მშრალი კი უმნიშვნელო შეხებისას ფეთქდება იისფერი იოდის ორთქლის გამოყოფით.

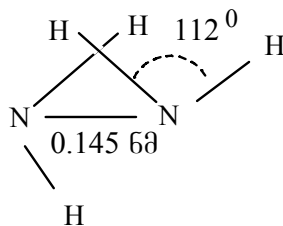
აზოტის ქლორიდი და აზოტის იოდიდი წყალთან ურთიერთქმედებისას იშლებიან ამიაკის და შესაბამისად, ქვექლოროვან და ქვეიოდოვან მჟავად:



ფთორთან აზოტი მდგრად, არაფეთქებად ნაერთს – NF_3 (აზოტის ფთორიდს ანუ ფთორის ნიტრიდს წარმოქმნის. აზოტის ფთორიდი ჰიდროლიზდება ფთორწყალბადის და N_2O_3 -ის წარმოქმნით:



ჰიდრაზინი, ჰიდროქსილამინი და აზოტწყალბადმჟავა: როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, აზოტი წყალბადთან გარდა ამიაკისა კიდევ წარმოქმნის რამდენიმე ნაერთს, რომელთა შორის მნიშვნელოვანია ჰიდრაზინი (N_2H_4 , რომელიც შეიძლება განვიხილოთ, როგორც წყალბადის პერნიტრიდი). მის მოლეკულას არაწრფივი აღნაგობა აქვს:



ჰიდრაზინის მოლეკულები პოლარულია, ასოცირებულია წყალბადური ბმებით. ჰიდრაზინი უფერო სითხეა. წყალში კარგად იხსნება. მიიღება ნატრიუმის ჰიპოქლორიტზე ამიაკის კონც. ხსნარის მოქმედებით:

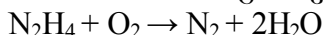


ჰიდრაზინი, წარმოადგენს რა ფუძეს, ორი დონორის ელექტრონული წყვილებით, მჟავებთან ორგვარ მარილებს წარმოქმნის: მაგ., HCl -თან: $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{HCl}$ და $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot 2\text{HCl}$. ჰიდრაზინი ენდოთერმული ნაერთია, ამიტომ ის და მისი მარილები გაცილებით არამდგრადია, ვიდრე ამიაკი და ამონიუმის ნაწარმები.

ჰიდრაზინი ძლიერი აღმდგენია:

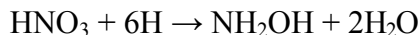


ჰაერზე იწვის დიდი რაოდენობით სითბოს გამოყოფით:

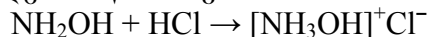


ჰიდრაზინი და მისი ყველა ნაწარმი ძლიერ მომწამლავია.

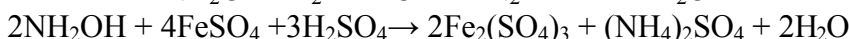
ჰიდროქსილამინი (NH_2OH) უფერო კრისტალური ნივთიერებაა, ლღვება 33°C -ზე. ის მიიღება ატომური წყალბადით აზოტმჟავას აღდგენისას ელექტროლიზის პროცესში:



ჰიდროქსილამინი, ჰიდრაზინის მსგავსად, შეიცავს გაუზიარებელი ელექტრონული წყვილის მქონე აზოტის ატომს, რომლითაც იერთებს პროტონს დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით, ამიტომ ჰიდროქსილამინი ფუძეა, რეაქციაში შედის მჟავებთან მარილების წარმოქმნით:



ჰიდროქსილამინში აზოტის ჟანგვითი რიცხვი -1-ია, ამიტომ ის ამჟღავნებს როგორც მჟანგავ, ისე აღმდგენ თვისებას. რიგში H_2O_2 - NH_2OH - N_2H_4 აღმდგენი უნარი ძლიერდება, მჟანგავი უნარი კი მცირდება. ყველა მათგანს ჟანგვა-აღდგენითი თვალსაზრისით ორმაგი ბუნება აქვს, მაგრამ, როგორც მჟანგავი, მათ შორის ყველაზე ძლიერი წყალბადის პეროქსიდია, ხოლო როგორც აღმდგენი – ჰიდრაზინი. ჰიდროქსილამინი ტუტე არეში ძლიერი აღმდგენია, ხოლო მჟავა არეში კი – მჟანგავი:



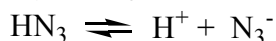
ჰიდროქსილამინი წყალბადის პეროქსიდის მსგავსად განიცდის დისპროპორციონირებას:



ამიაკის და ჰიდრაზინის მსგავსად წარმოქმნის კომპლექსნაერთებს, მაგალითად: $[\text{Co}(\text{NH}_2\text{OH})_6]\text{Cl}_3$, $[\text{Co}(\text{N}_2\text{H}_4)_6]\text{Cl}_3$ და სხვ.

ჰიდროქსილამინი და მისი მარილები გამოიყენება ორგანულ სინთეზში.

აზოტწყალბადმჟავა მკვეთრი სუნის უფერო სითხეა. მიიღება ჰიდრაზინის წყალხსნარზე აზოტოვანმჟავას მოქმედებით. სუსტი მჟავაა, წყალხსნარებში დისოცირდება H^+ და N_3^- იონების წარმოქმნით:

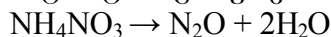


N_3^- იონს ხაზოვანი აღნაგობა აქვს.

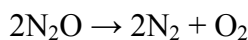
აზოტწყალბადმჟავას მარილებს აზიდები ეწოდება. აზიდები ფეთქებადი ნაერთებია. გამოიყენება ასაფეთქებელი მასალების დასამზადებლად. მათი დეტონატორია $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

აზოტის ოქსიდები: აზოტი წარმოქმნის ოქსიდებს: N_2O – აზოტის(I) ოქსიდი, NO – აზოტის(II) ოქსიდი, N_2O_3 – აზოტოვანი ანჰიდრიდი, NO_2 აზოტის(IV) ოქსიდი და N_2O_5 – აზოტის აჰიდრიდი.

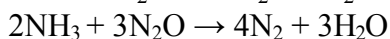
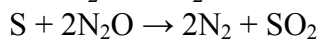
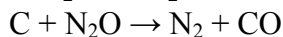
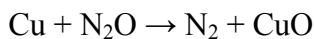
აზოტის(I) ოქსიდი (N_2O) მარილარწარმოქმნელი ოქსიდი. არ იხსნება წყალში, არ მოქმედებს მჟავებთან და ტუტეებთან. N_2O უფერო, სუსტი სასიამოვნო სუნის აირია. მას ნარკოზული მოქმედება ახასიათებს, ამიტომ “მალხენი აირი” ეწოდეს. ის მიიღება ამონიუმის ნიტრატის გახურებით:



500°C -ზე მაღალ ტემპერატურაზე N_2O იშლება მოლეკულური აზოტის და ჟანგბადის წარმოქმნით:



N_2O ჟანგავს არამეტალებს და მეტალებს და აღდგება მოლეკულურ აზოტამდე:

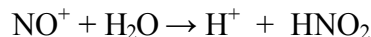


აზოტის(II) ოქსიდი (NO): აზოტის(II) ოქსიდის მოლეკულის პოლარობა მცირეა, რადგან მისი და პერიოდულ სისტემაში მეზობლად მდებარე ჟანგბადის ელექტროუარყოფითობა არ არის მნიშვნელოვნად განსხვავებული. N_2O -ს მსგავსად, NO მარილარწარმოქმნელი ოქსიდი. მის მოლეკულაში π -სიმეტრიის გამოიწვევს ორბიტალზე ერთი ელექტრონი, ამიტომ კონდენსირებულ მდგომარეობაში NO -ს პარამაგნიტური თვისება გააჩნია. მისი სფეციფიკური აღნაგობის მიუხედავად ის უფერო აირია. წყალში ცუდად იხსნება. მყარ მდგომარეობაში სრულ დიმერიზაციას განიცდის. NO -ში ბმის რიგი მოლეკულური აზოტის ბმის რიგს 0,5-ით ჩამორჩება (უდრის 2,5-ს), რისგამოც შუალედური ადგილი უკავია ჟანგბადის (2) და აზოტის (3) ბმის რიგის მნიშვნელობებს შორის. NO -ს ასეთი ელექტრონული სტრუქტურა არის მისი შედარებითი აქტიურობის (უმდგრადობის) მიზეზი. ის ადვილად გასცემს ერთ ელექტრონს მასზე უფრო მდგრადი NO^+ -ს (ნიტროზონიუმის იონი) წარმოქმნით. ნიტროზონიუმის იონის მიღება შეიძლება N_2O_3 -ის გოგირდმჟავასთან ურთიერთქმედებით:

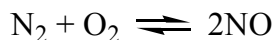


ნიტროზონიუმის ჰიდროსულფატს (ბისულფატს) NOHSO_4 -ს ნიტროზიდ-გოგირდმჟავა ეწოდება. ის იონური ნაერთია და ჩვეულებრივ პირობებში მყარი ნივთიერებაა. ნიტროზონიუმის ჰიდროსულფატის გარდა ცნობილია მისი სხვა

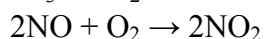
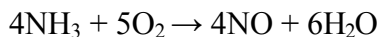
მარილები, მაგალითად, NOClO_4 , NOBrO_4 და ა.შ., რომლებიც ადვილად ჰიდროლიზდებიან:



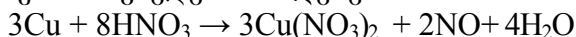
NO ენდოთერმული ნაერთია. ის მარტივ ნივთიერებებიდან მხოლოდ ძალიან მაღალ ($\sim 3500^\circ\text{C}$, ჰაერში ელექტრული განმუხტვისას, ელჭექის დროს) ტემპერატურაზე წარმოიქმნება:



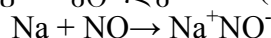
აზოტმჟავას წარმოებისთვის საჭირო NO -ს ტექნიკაში ამიაკის კატალიზური უანგვით დებულობენ:



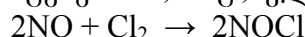
ლაბორატორიულ პირობებში კი NO -ს ე.წ. პასიურ მეტალებზე (მაგ., Cu) განზავებული აზოტმჟავას მოქმედებით იღებენ:



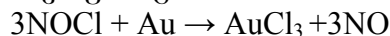
NO ურთიერთქმედებს აქტიურ მეტალებთან (თხევად ამიაკში, მუანგავია):



NO ურთიერთქმედებს ჰალოგენებთან, მაგ., ქლორთან NOCl -ის წარმოქმნით:

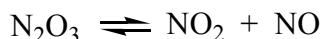


ნიტროზილქლორიდი მაღალი რაქციისუნარიანობით გამოირჩევა. ის ადვილად უანგავს კეთილშობილ მეტალებს (მაგ., ოქრო, პლატინა და სხვ.), ქლორის ატომურ მდგომარეობაში გამოყოფის გამო:

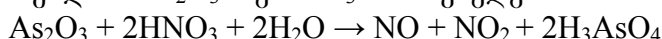


ამ რეაქციაზეა დაფუძნებული კეთილშობილი მეტალების ე.წ. “მეფის არაყში” ($3\text{HCl} : 1\text{HNO}_3$) გახსნის პროცესი.

აზოტოვანი ანჰიდრიდი (N_2O_3): N_2O_3 ჩვეულებრივ პირობებში მუქი ლურჯი ფერის სითხეა. ჭურჭელში მის ზემოთ ყოველთვის მურა-წითელი ფერის აირია, რაც მისი NO_2 -ის გამოყოფით დაშლის დამადასტურებელია. N_2O_3 (ადვილად წარმოიქმნება NO_2 -ის და NO -ს ნარევის გაცივებით, მდგრადია დაბალ ტემპერატურაზე):

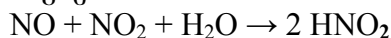


N_2O_3 შეიძლება მივიღოთ As_2O_3 -ზე HNO_3 -ს მოქმედებით:

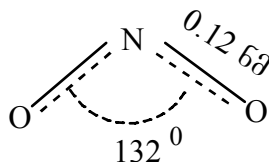


მიღებულ აირთა ნარევის აცივებენ და დებულობენ N_2O_3 .

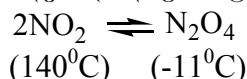
მას შეესაბამება აზოტოვანმჟავა:



აზოტის(IV) ოქსიდი (NO_2): აზოტის(IV) ოქსიდის მოლეკულას არაწრფივი აღნაგობა აქვს:

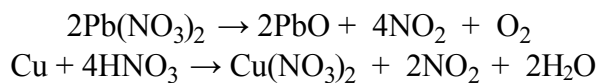


NO_2 -ის მოლეკულაში არის 2 σ -ბმა და ერთი სამცენტრიანი π -ბმა. აქედან გამომდინარე ბმის რიცხია 1,5, რაც აზოტის(II) ოქსიდის მოლეკულაში შესაბამის ბმის რიცხზე ერთით ნაკლებია. NO_2 ადვილად განიცდის დიმერიზაციას:

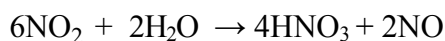


0⁰C-ზე NO_2 -ის და N_2O_4 -ის ნარევი. რაც უფრო დაბალია ტემპერატურა, მით უფრო გადახრილია წონასწორობა მარჯვნივ და პირიქით.

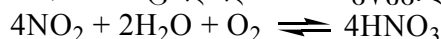
NO₂ აზოტის ოქსიდებს შორის, ტექნიკური თვასაზრისით, ყველაზე მნიშვნელოვანი ოქსიდია. როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, NO₂ წარმოებაში ამიაკის კატალიზური ჟანგვით მიიღება, ლაბორატორიულ პირობებში კი – მძიმე მეტალთა, მაგ., ტყვიის ნიტრატის თერმული დაშლით ან სპილენძზე კონც. აზოტმჟავას მოქმედებით:



NO₂ მურა-წითელი ფერის წყალში კარგად ხსნადი მომწამლავი აირია. წყალში გახსნისას განიცდის დისპროპორციონირებას აზოტმჟავას და NO-ს წარმოქმნით:



NO₂-ის ჰაერის ჟანგბადთან ნარევის სახით წყალში გახსნისას აღწევენ მის აზოტმჟავად სრულ გარდაქმნას, რასაც დიდი სამრეწველო მნიშვნელობა აქვს:

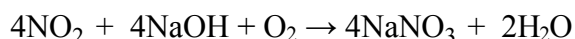


თუმცა, რეაქციის შექცევადობის გამო, მიღებული აზოტმჟავა არ არის მაღალი კონცენტრაციის. კონცენტრაციის გასაზრდელად მის შემდგომ დამუშავებას აწარმოებენ.

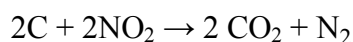
NO₂ ტუტესთან ორნაირ მარილს წარმოქმნის – ნიტრიტს და ნიტრატს:



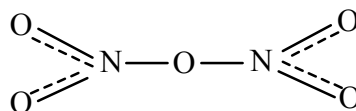
ხოლო NO₂-ის ჟანგბადთან ნარევის შემთხვევაში მხოლოდ ნიტრატი წარმოიქმნება:



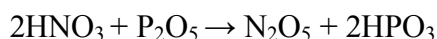
იგი ძლიერი მჟანგავია. მასში იწვის ნახშირბადი, გოგირდი, ფოსფორი და ა.შ.:



აზოტის ოქსიდი +5 ჟანგვითი რიცხვით – აზოტის აჰიდრიდი (N₂O₅): N₂O₅-ს მონომერული სახით ორთქლის მდგომარეობაშია, მის მოლეკულას სიმეტრიული აღნაგობა აქვს:

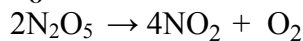


აზოტის აჰიდრიდი მიიღება ძლიერ წყალწამრთმევი ნივთიერებასთან აზოტმჟავას გაცხელებით:

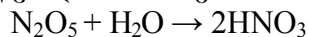


N₂O₅ უფერო, არამდგრადი კრისტალური ნივთიერებაა.

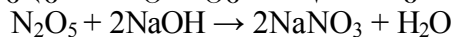
ოთახის ტემპურატურაზე ის ადვილად იშლება აზოტის(IV) ოქსიდის და მოლეკულური ჟანგბადის წარმოქმნით:



ამიტომ ძლიერი მჟანგავია. წყალში იხსნება აზოტმჟავას წარმოქმნით:



ტუტეებთან ურთიერთქმედებს ნიტრატების წარმოქმნით:

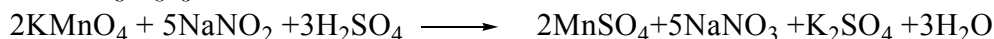
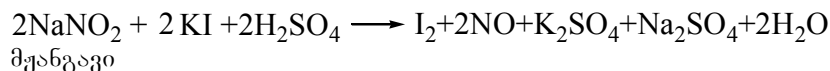


აზოტოვანმჟავა და მისი მარილები: N₂O₃-ის შესაბამისი მჟავა HNO₂ მხოლოდ წყალხსნარში არსებობს. HNO₂ ძმარმჟავაზე უფრო სუსტი მჟავაა; მას აქვს დისპროპორციონირებისადმი მიდრეკილება, მისი დაშლა წყალხსნარშიც კი მიმდინარეობს. ძალიან არამდგრადია და ადვილად იშლება:



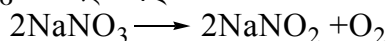
აზოტოვანმჟავასთან შედარებით მისი მარილები გაცილებით მდგრადია და გამოყოფილია ინდივიდუალურ მდგომარეობაში, დაუშლელად ღვება მხოლოდ

NaNO₂ და KNO₂. აზოტის ნაერთები აზოტის ატომის +3 ჟანგვითი რიცხვით, ამჟღავნებენ როგორც აღმდგენ, ისე მჟანგავ უნარს:



აზოტოვანმჟავას მარილები – ნიტრიტები მიიღება:

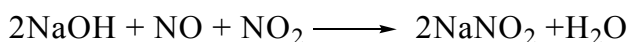
1. Na-ის და K-ის ნიტრატების დაშლით:



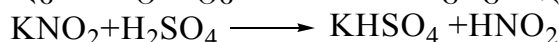
2. ნიტრატების აღდგენით:



3. ცხელ ტუტის ხსნარში NO და NO₂-ის (მაღალი წნევის პირობებში) ნარევის გატარებით:



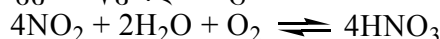
HNO₂-ის ხსნარი მიღება ნიტრიტების ხსნარის გოგირდმჟავით შემჟავებით:



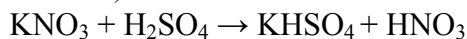
HNO₂ აზოტმჟავაზე უფრო ძლიერი მჟანგავია (ერთნაირ პირობებში). განზ. აზოტმჟავა KI-ს ვერ ჟანგავს. იგივე პირობებში, HNO₂ KI-დან გამოყოფს იოდს. HNO₂-ის, როგორც მჟანგავის, აქტიურობის მიზეზი არის პირველ რიგში მისი თერმული არამდგრადობა და აზოტის ატომის უფრო ნაკლები ეკრანირებაა ჟანგბადის ატომებით შედარებით NO₃⁻ იონთან. NO₂⁻-ის აზოტი სხვა რეაგენტებისათვის უფრო მისაწვდომია, ვიდრე NO₃⁻-ის იონის – აზოტი.

NO₂⁻-იონს კუთხური აღნაგობა აქვს და არა ხაზოვანი, რაც აზოტის ატომზე ელექტრონული წყვილის არსებობასთან არის დაკავშირებული. აზოტი არის sp²-ჰიბრიდულ მდგომარეობაში.

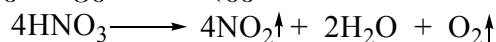
აზოტმჟავა: მრეწველობაში მიიღება NO₂-ის და O₂-ის (მინარევეებისგან გასუფთავებული ჰაერის) ნარევის წყალში გახსნით:



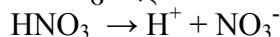
ლაბორატორიაში აზოტმჟავას ღებულობენ მყარ კალიუმის ნიტრატზე კონც. გოგირდმჟავას მოქმედებით სუსტი გაცხელების პირობებში (აზოტმჟავას დაშლის თავიდან აცილების მიზნით):



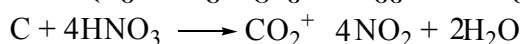
HNO₃ არ გამოირჩევა დიდი მდგრადობით, მისი მოლეკულების ნაწილი ჩვეულებრივ პირობებში სინათლეზეც იშლება. გამოყოფილი NO₂ იხსნება აზოტმჟავაში და მას თავის ფერს აძლევს:



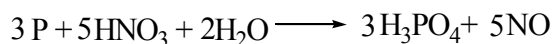
რაც უფრო მაღალია ხსნარის კონცენტრაცია და ტემპერატურა, მით უფრო სწრაფად ხდება აზოტმჟავას დაშლა. HNO₃ ერთ-ერთი ძლიერი მჟავაა, წყალ-ხსნარში სრულად არის დაშლილი იონებად:



აზოტმჟავა ერთ-ერთი ძლიერი მჟანგავია, ბევრ არამეტალს ჟანგავს:

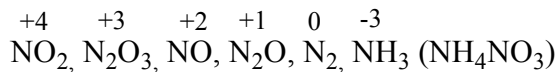


ფოსფორს განზავებული აზოტმჟავაც ჟანგავს:

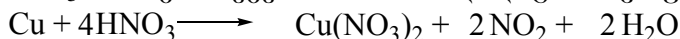


აზოტმჟავა თითქმის ყველა მეტალს (როგორც წყალბადამდე, ისე წყალბადის შემდეგ მოთავსებულს) ჟანგავს და გარდაქმნის ნიტრატად (ზოგჯერ ოქსიდად). ზოგიერთ წყალბადამდე მოთავსებულ მეტალს (Fe, Cr, Al) კონც. HNO₃ აპასიურებს. ჩვეულებრივ პირობებში მათთან რეაქციაში არ შედის, მაგრამ მაღალ ტემპერატურაზე ამ მეტალებსაც გარდაქმნის.

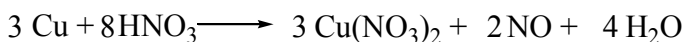
გამოდის რა მჟანგავის როლში, რეაქციის პირობებზე, მჟავის კონცენტრაციაზე და მეტალის აქტიურობაზე დამოკიდებულებით შეიძლება სხვადასხვა ხარისხით აღდგეს:



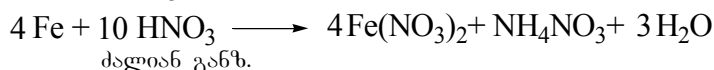
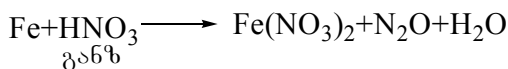
რაც უფრო კონცენტრირებულია მჟავა, მით უფრო ნაკლები ხარისხით აღდგება N⁺⁵. კონც. HNO₃-ის შემთხვევაში ძირითადად გამოიყოფა NO₂:



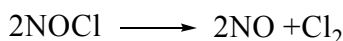
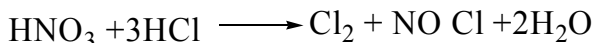
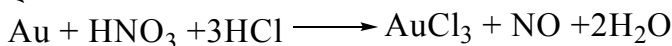
ნაკლებ აქტიურ მეტალებთან განზ. HNO₃-ის მოქმედებისას, აღდგენა ხდება NO-მდე:



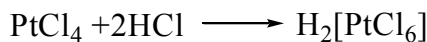
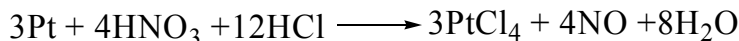
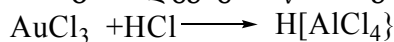
საშუალო აქტიურობის მეტალებთან (Fe) გამოიყოფა N₂O, ძალიან განზ. HNO₃-ის აქტიურ მეტალებთან (Mg, Al, Zn) მოქმედებისას მიიღება ამონიუმის ნიტრატი:



HNO₃-ის მეტალებთან მოქმედებისას წყალბადი, როგორც წესი არ გამოიყოფა. როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, HNO₃-ისა და HCl-ის ნარევის 1:3 მოლური თანაფარდობით, “სამეფო არაყი” ეწოდება. ის ხსნის ოქროს და პლატინის ქვეჯგუფის ბევრ მეტალს:



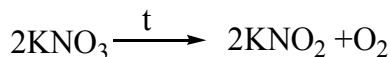
ჭარბ HCl-თან AuCl₃ და PtCl₄ კომპლექსებს წარმოქმნის:



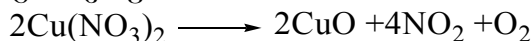
კონც. HNO₃ მოქმედებს ბევრ ორგანულ ნივთიერებასთან ერთი ან რამდენიმე წყალბადის ატომის NO₂-ით ჩანაცვლებით (ნიტრირების რეაქციები).

აზოტმჟავას დიდი გამოყენება აქვს აზოტოვანი სასუქების, საღებრების და ფეთქებადი ნივთიერების წარმოებაში.

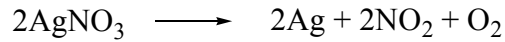
ნიტრატები. ყველა ნიტრატი წყალში ხსნადია; იშლება გახურებით და ერთ-ერთი პროდუქტი ყოველთვის ჟანგბადია. ამასთან სულ სამი განსხვავებული ტიპის დაშლას აქვს ადგილი: აქტიური მეტალების ნიტრატები Mg-ის ჩათვლით იშლება ნიტრიტად და ჟანგბადად:



Mg-Cu ნიტრატები იშლება მეტალის ოქსიდის, აზოტის დიოქსიდის და მოლეკულური ჟანგბადის გამოყოფით:

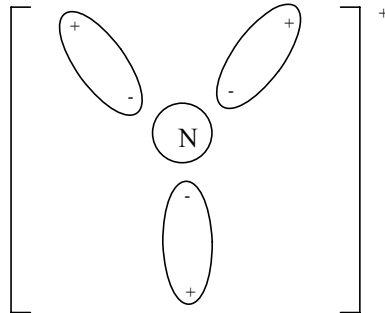


Cu-ის მარჯვნივ მდებარე მეტალთა ნიტრატები კი შემდეგი სქემით იშლება:

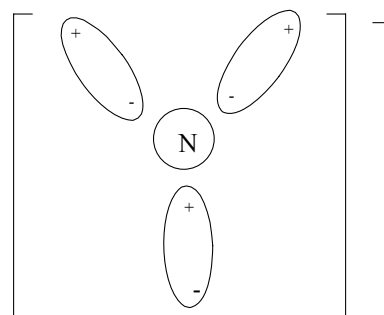


ნიტრატების განსხვავებული ქცევა გახურებისადმი შეიძლება პოლარიზაციულ თეორიის პოზიციებიდან ასე აიხსნას. მაგ., $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ -ის შემადგენელი სპილენძის იონები, მათი დიდი მაპოლარიზებელი მოქმედების გამო (მცირე იონური რადიუსი, +2 მუხტი, თითქმის შევსებული 18 ელექტრონიანი შიდა შრე), მაღალ ტემპერატურაზე NO_3^- -ს ანიჭებს ძლიერ კონტრაპოლარიზაციულ ეფექტს.

NO_3^- – იონი, რომელიც არ განიცდის Cu^{2+} -იონის მოქმედებას შეიძლება ასე გამოვსახოთ:



ჟანგბადის ატომები არააგზნებულ NO_3^- -იონში პოლარიზებულია, ამასთან, ელექტრონული სიმკვრივის მაქსიმუმი მოდის O-N ბმის უბანზე (ჟანგბადის ატომის უარყოფითი პოლუსი აზოტისკენ არის მიმართული). საწინააღმდეგო ბოლო კი ხასიათდება დაბალი ელექტრონული სიმკვრივით და შესაბამისად არის დადებითი. Cu^{2+} -იონი მიუახლოვდება თუ არა ერთ-ერთ ჟანგბადს. (NO_3^- -იონიდან) იწვევს NO_3^- -იონში ელექტრონული სიმკვრივის ახალ გადანაწილებას, რის შედეგადაც ჟანგბადატომის პერიფერიულ უბანში ელექტრონული სიმკვრივე გაიზრდება, ხოლო შიგა ნაწილში შემცირდება.



Cu^{2+}

ამ მოვლენას, როგორც ცნობილია, კონტრაპოლარიზაცია ეწოდება. რის შედეგადაც NO_3^- -იონში აზოტის კავშირი იმ ერთ-ერთ ჟანგბადთან სუსტდება, რასაც ამ ბმის გახლეჩა მოყვება და შედეგად წარმოიქმნება CuO და NO_2 .

ტუტე მეტალის იონებს არ შეუძლიათ NO_3^- -იონის პოლარიზება ისე ძლიერად, როგორც Cu^{2+} -ს. ამიტომ ამ ნიტრატების გახურებისას მიიღება ნიტრიტები და არა ოქსიდები. ე.ი NO_3^- -იონის კონტაქტი ტუტე მეტალთან N-O ბმას არ ასუსტებს, ამიტომ ასეთი ნიტრატები გაცხელებისას დაიშლება იქ, სადაც ასეთი კონტაქტი არ არის.

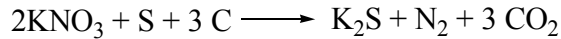
აზოტმჟავას ყველა მარილი წყალში ხსნადია. ნიტრატების აღმოჩენა ხდება სპილენძთან და კონც. H_2SO_4 -თან გაცხელებით:



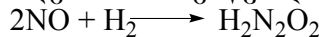
განსაკუთრებით მნიშვნელოვანია Na, K, Ca და ამონიუმის ნიტრატები, რომლებსაც გვარჯილებს უწოდებენ. ისინი გამოიყენებიან სასუქად. NaNO_3 გავრცელებულია ჩილეში.

KNO_3 უფრო ღირებული სასუქია, რადგან აზოტთან ერთად კალიუმსაც შეიცავს. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ სასუქია. ღებულობენ HNO_3 -ის კირით განეიტრალებით. ასევე აზოტის მაღალი პროცენტული შემცველობით გამოირჩევა თხევადი ამიაკი. აზოტის მეტად მნიშვნელოვანი სასუქებია აგრეთვე შარდოვანა $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ და ამონიუმის გვარჯილა.

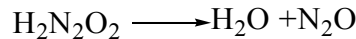
ნიტრატების წყალხსნარები არ ავლენენ ჟანგვის უნარს. ძლიერი მჟანგავებია მათი ნალღობებია. შავი დენტის ფეთქებადი უნარი განპირობებულია KNO_3 -ის მჟანგავი მოქმედებით:



ქვეაზოტოვანმჟავა $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ მიიღება NO-ზე წყალბადის მოქმედებით:

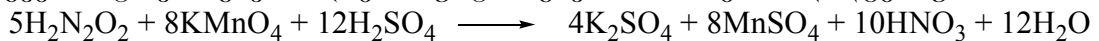


$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ მყარი, ძლიერ ფეთქებადი ნივთიერებაა, შენახვისას თავისთავად იშლება:

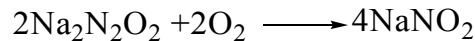


აქედან გამომდინარე N_2O უნდა წარმოადგენდეს მის ანჰიდრიდს, მაგრამ N_2O წყალთან რეაქციაში არ შედის და არ წარმოქმნის ამ მჟავას.

ქვეაზოტოვანმჟავა ძლიერ სუსტი მჟავაა, ის იჩენს აღმდგენ უნარს:

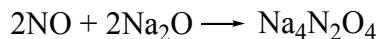


$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ -ის მარილებს ჰიპონიტრიტები ეწოდება. შეიძლება სრული და არასრული ჰიპონიტრიტების მიღება, ე.ი. $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ ორფუძიანი მჟავაა. მიღებული ჰიპონიტრიტები, მაგ., $\text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2$ არამდგრადია და ჰაერის ჟანგბადით ადვილად იჟანგება ნიტრიტად:

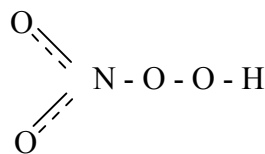


ცნობილია აგრეთვე ჰიდროაზოტოვანმჟავა $\text{H}_4\text{N}_2\text{O}_4$, მიღებულია მისი მარილები Na, Ca, Ba, Sr, Cd....

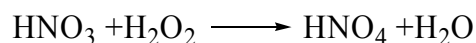
NO წყალთან არ შედის რეაქციაში და მჟავას არ წარმოქმნის, მაგრამ ის ურთიერთქმედებს ტუტე და ტუტემიწათა მეტალების ოქსიდებთან ჰიდროაზოტოვანმჟავას მარილების წარმოქმნით:



HNO_4 – აზოტის ზემჟავა:



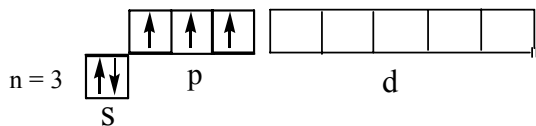
მიღება:



HNO_4 ძლიერ ფეთქებადი და მჟანგავი ნაერთია.

4.1. ფოსფორი

ფოსფორი (ბერძნულად “სინათლის მატარებელი”, აღმოაჩინა ხენიგ ბრანტმა 1669წელს) იგი V ჯგუფის p-ელემენტი. აზოტის ელექტრონული ანალოგია: $1s^2 2s^2 1p^6 3s^2 3p^3$, მაგრამ აზოტისაგან განსხვავებით გააჩნია ვაკანტური d-ორბიტალები:



ფოსფორის ატომური რადიუსი აღემატება აზოტისას, ხოლო მისი ელექტროუარყოფითობა და იონიზაციის ენერგია (I_1) აზოტის ელექტროუარყოფითობაზე და იონიზაციის ენერგიაზე (I_1) ნაკლებია. ფოსფორის ატომს აზოტის ატომთან შედარებით მაღალი პოლარიზებადობის უნარი გააჩნია. მისი კოორდინაციული რიცხვი ექვსის ტოლია. აქვს რა ვაკანტური d-ქვედონე, მას შეუძლია გამოავლინოს სხვადასხვა ჟანგვითი რიცხვები: -3 (მაგ., მეტალებთან ნაერთებში – ფოსფიდებში, PH_3), +3, +5 (ოქსიდებში, ოქსომჟავებში და მათ მარილებში), ყველაზე დამახასიათებელი ჟანგვითი რიცხვი მისთვის +5-ია.

ფოსფორი ბუნებაში საკმაოდ ფართოდ გავრცელებული ელემენტია. ფოსფორი გავრცელებულია როგორც ცოცხალ, ისე არაცოცხალ (მინერალური მარილების) ბუნებაში. სხვადასხვა არაორგანული (მაგ., ფოსფატის სახით) და ორგანული ნაერთის სახით შედის ადამიანის ორგანიზმის შემადგენლობაში, სადაც ის მნიშვნელოვან ფუნქციებს ასრულებს.

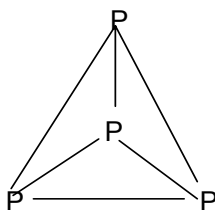
ფოსფორის ძირითადი ნედლეულია ფოსფატები $[Ca_3(PO_4)_2]$ (ზღვის დანალექი ქანები) და ვულკანური წარმოშობის ფთორ- და ქლორაპატიტები – $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$ და $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaCl_2$.

ფოსფატებიდან ფოსფორის მიღების სამრეწველო ხერხია მათი გახურება ქვიშისა და ნახშირის (ქვანახშირის ფხვნილის) ნარევთან:



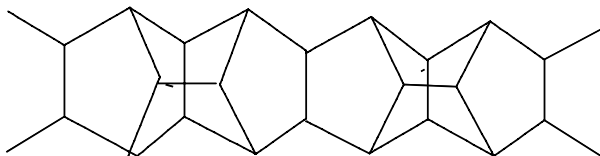
ორთქლის სახით გამოყოფილ ფოსფორს ცივ წყალში აკონდენსირებენ. ამ დროს მიიღება თეთრი ფოსფორი, რომელიც ფოსფორის ერთ-ერთი ალოტროპიული მოდიფიკაციაა. ცნობილია ფოსფორის კიდევ ორი ალოტროპიული მოდიფიკაცია – წითელი და შავი. ფოსფორის ალოტროპიული მოდიფიკაციები სტრუქტურით არსებითად განსხვავდებიან, თუმცა ყველა ეს ფორმა ფოსფორის ატომებს P-P-P ფრაგმენტების სახით შეიცავს.

თეთრი ფოსფორი დაბალმოლეკულური, წესიერი სამკუთხა პირამიდის (ტეტრაედრის) აღნაგობის მქონე ადვილდობადი, ცვილის მაგვარი, ძლიერ მომწამლავი ნივთიერებაა (სქემა 3). თეთრი ფოსფორი ჰაერზე ადვილად იჟანგება (ამის გამო მას წყლის ქვეშ ინახავენ – წყალში უხსნადია), აღდება $\sim 60^\circ C$ -ზე მწვანე ნათებით. იხსნება გოგირდნახშირბადში. თეთრ ფოსფორს აქვს მოლეკულური კრისტალური მესერი, რომლის კვანძებში P_4 მოლეკულებია განლაგებული:



სქემა 3

2000°C-ზე გახურებით თეთრი ფოსფორის მოლეკულები ატომებად იშლება: თეთრი ფოსფორის უპაეროდ 170°C-ზე ხანგრძლივი გახურებით წარმოიქმნება ფოსფორის არაქროლადი ალოტროპიული ფორმა წითელი ფოსფორი, რომელსაც ხაზოვანი პოლიციკლური ატომური სტრუქტურა აქვს. თეთრი ფოსფორისაგან განსხვავებით ის ძნელად იჟანგება და ჰაერზე არ ანათებს. წყალში და გოგირდნახშირბადში უხსნადია.

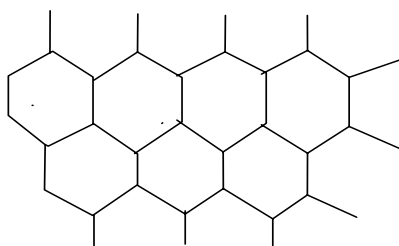


სქემა 4

წითელი ფოსფორი გამოიყენება ასანთის წარმოებაში და მეტალურგიაში. ასანთის წარმოებაში წითელი ფოსფორის გამოყენება ეფუძნება მისი ბერთოლეს მარილით დაჟანგვისას დიდი რაოდენობით სითბოს სწრაფად გამოყოფის უნარს, რომელიც გოგირდით დაფარული ასანთის ღეროს თავის აალების იწვევს:



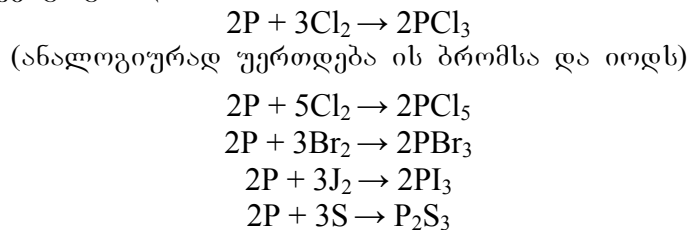
თეთრი ფოსფორის გახურებით 200°C-ზე და 1200 მპა წნევაზე წარმოიქმნება ფოსფორის მესამე ალოტროპიული მოდიფიკაცია შავი ფოსფორი. მას პოლიციკლური ატომური სტრუქტურა აქვს:



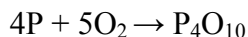
სქემა 5

შავი ფოსფორი, რომელიც უხსნადი და უღებია, გრაფიტის მსგავსი ნივთიერებაა. ჟანგბადს არ უერთდება არც ჩვეულებრივ და არც მაღალ ტემპერატურაზე; ნახევარგამტარია.

ქიმიური თვისებები: ფოსფორი მაღალ ტემპერატურაზე უერთდება ჰალოგენებს [შეიძლება წარმოიქმნას ფოსფორ(III)-ის და ფოსფორ(V)-ის ჰალოგენიდები] მოქმედებს აგრეთვე გოგირდთან:



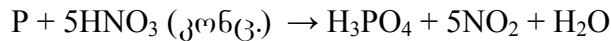
როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, თეთრი და წითელი ფოსფორი ჟანგბადთან სხვადასხვა ტემპერატურაზე შედიან რეაქციაში. ჭარბი ჟანგბადის შემთხვევაში ორივე წარმოიქმნის P_4O_{10} :



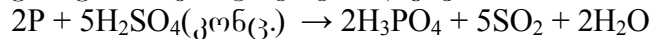
ჟანგბადის უკმარისობისას ან ნელი ჟანგვისას წარმოიქმნება P_4O_6 .

ფოსფორი იჟანგება აზოტმჟავით (განზავებულით და კონცენტრირებულით) ორთოფოსფორმჟავას წარმოქმნით:

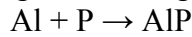
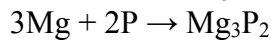
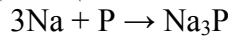




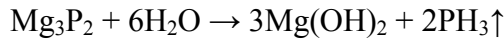
ასევე ჟანგავს ფოსფორს კონც. გოგირდმჟავა:



გაცხელებისას ფოსფორი თითქმის ყველა მეტალთან ურთიერთქმედებს ფოსფიდების წარმოქმნით. მაგალითად:



მეტალთა ზემოაღნიშნული ტიპის ფოსფიდები ადვილად ჰიდროლიზდებიან (ფოსფინის გამოყოფით):



მიღებულია აგრეთვე პოლიმერული ან მეტალმსგავსი ფოსფიდები (მაგ., Fe_2P), რომლებიც ხასიათდება მეტალური ბზინვარებით და ელექტროგამტარობით. ისინი წარმოადგენენ ძვირფას ნივთიერებებს ნახევარგამტარული მასალების დასამზადებლად.

ფოსფინი PH_3 ფოსფორის წყალბადნაერთია. ფოსფინი უფრო, არასასიამოვნო (ნივრის) სუნის, მომწამლავი არამდგრადი აირია (შედარეთ ამიაკს). ფოსფორთან წყალბადის პირდაპირი შეერთებით არ მიიღება. მას, როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, ფოსფიდებზე განზ. მჟავების ან წყლის მოქმედებით ღებულობენ. ფოსფინი მიიღება აგრეთვე თეთრი ფოსფორის ტუტეებთან დისპროპორციონირების რეაქციით:

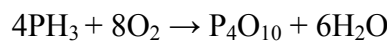


ფოსფინის მოლეკულაში სავალენტო კუთხე $93,1^\circ$ -ია. მას ტრიგონალური პირამიდის ფორმა აქვს. მისი პოლარობა ამიაკის მოლეკულის პოლარობაზე ნაკლებია. ფოსფინს ამიაკთან შედარებით კიდევ უფრო სუსტი ფუძე ბუნება აქვს. წყალში იხსნება, თუმცა პოსფონიუმის ჰიდროქსიდს არ წარმოქმნის. ფოსფონიუმის იონს (რომელსაც ტეტრაედრული აღნაგობა აქვს – სავალენტო კუთხე $109,5^\circ$) ფოსფინი მხოლოდ ძლიერ მჟავებთან (მაგ., HI , $HClO_4$) ურთიერთქმედებისას წარმოქმნიან მარილებს:

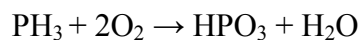


PH_4ClO_4 $14^\circ C$ -ზე და უფრო დაბალ ტემპერატურაზე არის მდგრადი.

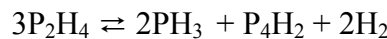
ფოსფინი ქიმიურად აქტიური ნაერთია. ის ჰაერზე თვითააღდება P_4O_{10} -ის წარმოქმნით:



ან ჟანგბადში:



ფოსფორის წყალბადნაერთია აგრეთვე თხევადი დიფოსფორის ტეტრაჰიდრიდი – P_2H_4 . უფრო სითხეა, ჰაერზე ფოსფინის მსგავსად თვითააღდება. P_2H_4 ხილულ სინათლეზე თავისთავად იშლება:

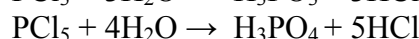
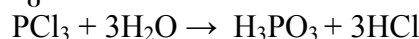


ჰიდრაზინისგან განსხვავებით, P_2H_4 ფუძე ბუნებას არ ავლენს.

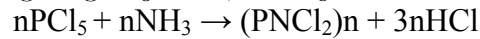
ფოსფორის ჰალოგენნაერთები: ცნობილია ფოსფორის სხვადასხვა ჰალოგენიდი: PCl_3 (სითხე), PCl_5 (მყარი), PF_3 (აირი), PF_5 (აირი), PBr_3 (სითხე), PBr_5 (მყარი), PI_3 (მყარი). მათგან შედარებით ფართოდ გამოიყენება PCl_5 , რომელიც გაცხელებისას იშლება:



PCl_3 და PCl_5 ადვილად ჰიდროლიზდება, შესაბამისად, ფოსფოროვან და ორთოფოსფორმჟავას წარმოქმნით:



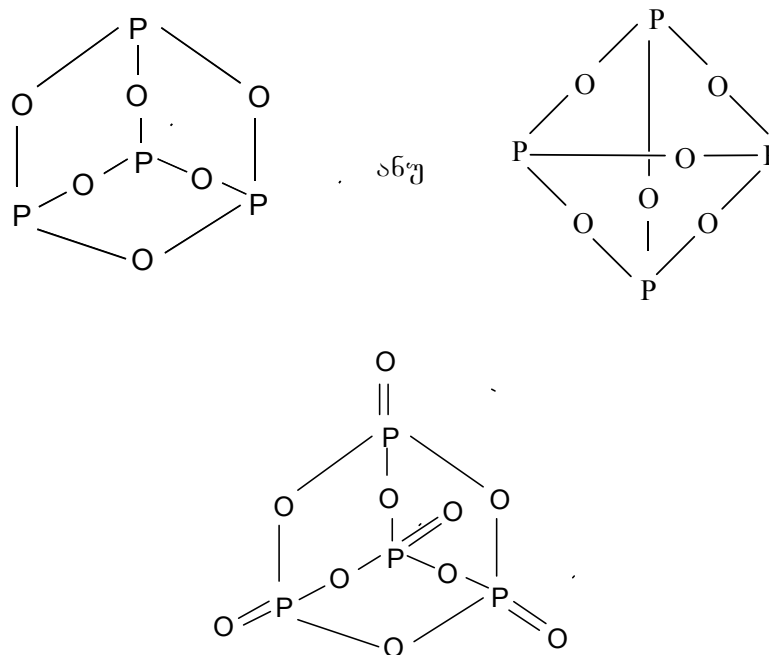
PCl_5 ენერგიულად ურთიერთქმედებს ამიაკთან (ამინოლიზი) ტექნიკურად მნიშვნელოვანი ნაერთის, ფოსფაზენის წარმოქმნით:



(წარმოიქმნება ციკლური ნაერთები $n=3, 4$ და ხაზოვანი ოლიგომერები). ციკლურ ფოსფაზენს, მისი არომატული ელექტრონული სტრუქტურის გამო მოხდენილად შეარქვეს „არაორგანული ბენზოლი“.

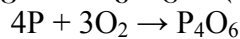
ფოსფორის ჟანგბადნაერთები: ფოსფორს შეესაბამება 2 ოქსიდი (ფოსფორ(III)-ის და ფოსფორ(V)-ის ოქსიდები – P_4O_6 და P_4O_{10}) და 6 მჟავა (მეტაფოსფორმჟავა – HPO_3 , ორთოფოსფორმჟავა – H_3PO_4 , ფოსფოროვანმჟავა – H_3PO_3 , პიროფოსფორმჟავა – $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, ქვეფოსფოროვანმჟავა – H_3PO_2 , ქვეფოსფორმჟავა $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$).

ფოსფორ(III)-ის და ფოსფორ(V)-ის ოქსიდები – P_4O_6 და P_4O_{10} ციკლური აღნაგობის ნაერთებია:

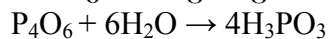


სქემა 6. ფოსფორ(III)-ის და ფოსფორ(V)-ის ოქსიდების ციკლური სტრუქტურები

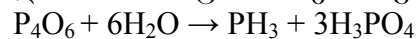
ფოსფორ(III)-ის ოქსიდი არის თეთრი ფერის, კრისტალური ნივთი-ერება; ძლიერი საწამლავია. მიიღება ფოსფორის ჟანგბადით ნელი ჟანგვისას:



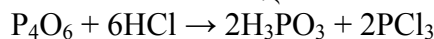
ცივ წყალში გახსნისას წარმოქმნის ფოსფოროვან მჟავას:



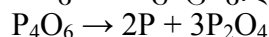
ხოლო ცხელი წყლით დისპროპორციონირებას განიცდის:



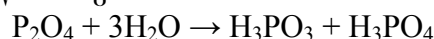
აირადი HCl შლის P_4O_6 -ს H_3PO_3 -ის და PCl_3 -ის წარმოქმნით:



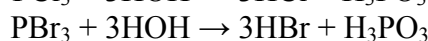
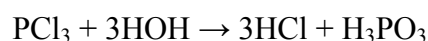
ის ინერტულ არეში 210°C -ის ზემოთ გაცხელებითაც იშლება:



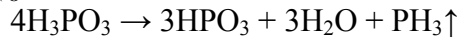
P_2O_4 – H_3PO_4 და H_3PO_3 -ის შერეული ანჰიდრიდია, რამდენადაც ის წყალთან მოქმედებისას ამ მჟავებს წარმოქმნის:



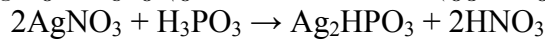
H_3PO_3 მიიღება აგრეთვე PCl_3 -ის და საერთოდ P(III) -ის ჰალოგენიდების ჰიდროლიზით:



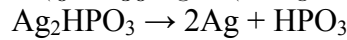
H₃PO₃ თეთრი კრისტალური ნივთიერებაა, საწამლაგია; გაცხელებისას დისპროპორციონირებით იშლება:



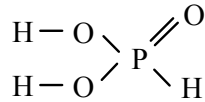
ვერცხლის ნიტრატზე მოქმედებისას H₃PO₃ იძლევა თეთრ ნალექს – Ag₂HPO₃:



Ag₂HPO₃ გაცხელებისას იშლება ვერცხლის გამოყოფით:

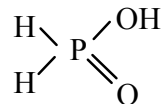


H₃PO₃ ორფუძიანი მჟავაა:



H₃PO₃ აქვს აღმდგენი უნარი.

H₃PO₂ – ქვეფოსფოროვანმჟავა ერთფუძიანია:

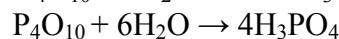
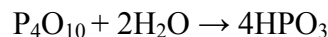


ჩვეულებრივ პირობებში თეთრი კრისტალური ნივთიერებაა, ლღ. ტ. 26,5⁰C. H₃PO₂-ის მარილებს ჰიპოფოსფიტები ჰქვია. ქვეფოსფოროვანმჟავა ძლიერი აღმდგენია.

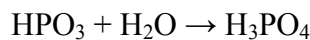
ქვეფოსფორმჟავა H₄P₂O₆ საშუალო სიძლიერის მჟავაა, წყალბადის ყველა ატომი ჩანაცვლებადია, ე.ი. ის ოთხფუძიანი მჟავაა.

ფოსფორის ყველა მჟავა გამოყოფილია თავისუფალ მდგომარეობაში, ისინი მყარი ნაერთებია და აზოტმჟავასგან განსხვავებით არა აქვთ მჟანგავი უნარი. ფოსფორის მჟავების არამჟანგავი უნარი ძირითადად განპირობებულია აზოტთან შედარებით ფოსფორის დაბალი ელექტროუარყოფითობით და ჟანგბადის ატომებით მისი ატომის შედარებით ძლიერი ეკრანირებით, რაც მას აღმდგენელებისათვის სტერიულად უფრო ნაკლებ მისაწვდომს ხდის.

P₄O₁₀ მყარი, თეთრი ფერის ჰიგროსკოპული ნივთიერებაა. წყალს ხარბად შთანთქავს, ამიტომ წყალწამრთმევე საშუალებად გამოიყენება. ცივ წყალში გახსნისას წარმოქმნის მეტაფოსფორმჟავას, ცხელ წყალთან კი – ორთოფოსფორმჟავას:



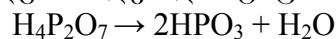
ორთოფოსფორმჟავა მიიღება მეტაფოსფორმჟავას განზავებული ხსნარის დუღილისას:



ორთოფოსფორმჟავა 200-250⁰C-ზე განიცდის დეჰიდრატაციას პიროფოსფორმჟავას წარმოქმნით:

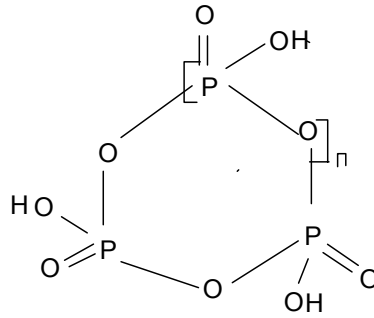


პიროფოსფორმჟავას შემდგომი დეჰიდრატაციით მეტაფოსფორმჟავა მიიღება:



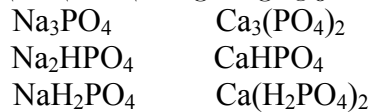
HPO₃ შემდგომი გაცხელებისას აღარ იშლება.

HPO₃ პირობითი, სტექიომეტრული ფორმულაა. მეტაფოსფორმჟავას ციკლური აღნაგობა აქვს (n=1,2):



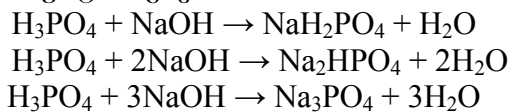
სქემა 7. მეტაფოსფორმჟავას ციკლური სტრუქტურა

ფოსფორის მჟავებს შორის ყველაზე მნიშვნელოვანია ორთოფოსფორმჟავა ანუ უბრალოდ, ფოსფორმჟავა. H_3PO_4 წყალში კარგად ხსნადი მყარი ნივთიერებაა. საშუალო სიძლიერის მჟავაა. სამფუძიანია. წარმოქმნის სამი რიგის მარილებს: ორთოფოსფატებს, ჰიდრო და დიჰიდროფოსფატებს.

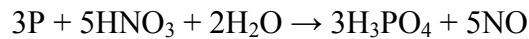


დიჰიდროფოსფატები ყველა წყალში ხსნადია, ჰიდროფოსფატიდან და საშუალო ფოსფატიდან წყალში კარგად იხსნება ტუტე მეტალების და ამონიუმის მარილები.

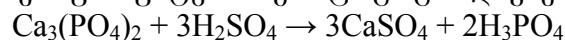
წყალხსნარში მარილები ჰიდროლიზდება, ამასთან საშუალო მარილების წყალხსნარებს ძლიერი ტუტე რეაქცია აქვთ. მჟავე მარილების შემთხვევაში ჰიდროლიზთან ერთად მიდის მჟავეური ნაშთის პროტოლიზი. ამიტომ ტუტე მეტალების ჰიდროფოსფატების ხსნარს სუსტი ტუტე რეაქცია აქვს, ხოლო დიჰიდროფოსფატების ხსნარს სუსტი მჟავა.



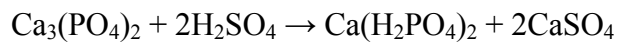
ლაბორატორიაში ფოსფორმჟავას ღებულობენ წითელი ფოსფორის განზ. აზოტმჟავით დაქანგვით:



ქარხნებში კი ბუნებრივი ფოსფატების კონც. გოგირდმჟავით დამუშავებით:



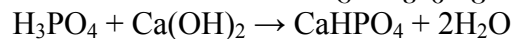
ბუნებრივი ფოსფატების H_2SO_4 -ით დამუშავებით შეიძლება მარტივი სუპერფოსფატის მიღებაც:



მარტივი სუპერფოსფატი



ორმაგი სუპერფოსფატი



პრეციფიტატი

ძალიან მნიშვნელოვანი ფოსფოროვანი სასუქია დიამოფოსი $(NH_4)_2HPO_4$, ამოფოსი ნარევი $NH_4H_2PO_4$ და $(NH_4)_2HPO_4$ -ის. ნიტროფოსიც ნარევი NH_4NO_3 და $(NH_4)_2HPO_4$ -ის.

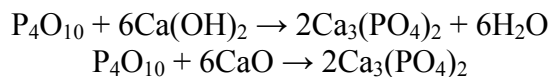
მეტაფოსფატებს, ისევე, როგორც თვითონ მჟავას აქვს პოლიმერული აღნაგობა. მეტაფოსფატიდან წყალში მხოლოდ ტუტე მეტალების მარილები იხსნება. პიროფოსფატები შეიძლება იყოს ნორმალური $Me_4P_2O_7$ და მჟავა $Me_2H_2P_2O_7$.

ორთო-, მეტა- და პიროფოსფორმჟავების ანჰიდრიდი P_2O_5 -ია (P_4O_{10}).

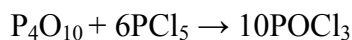
H_3PO_4 გაცხელებით გარდაიქმნება პიროფოსფორმჟავად:



P_4O_{10} , როგორც მუავა ოქსიდი, მოქმედებს ტუტეებთან და ფუძე ოქსიდებთან ფოსფატების წარმოქმნით:



P_4O_{10} ადვილად ურთიერთქმედებს ფოსფორის პენტაქლორიდთან ფოსფორის ოქსიქლორიდის წარმოქმნით:



4.2. დარიშხანის ქვეჯგუფი

დარიშხანი (As), სტიბიუმი (სურმა, ანთიმონი) (Sb) და ბისმუტი (Bi) სრული ელექტრონული ანალოგები არიან ns^2np^3 . ატომის რადიუსის ზრდის მიმართულებით არამეტალური თვისებები სუსტდება. მათი დამახასიათებელი ჟანგვითი რიცხვებია -3 , $+3$ და $+5$. მხოლოდ ბისმუტისათვის ყველაზე დამახასიათებელია ნაერთები $+3$ ჟანგვითი რიცხვით.

ისინი ბუნებაში ძირითადად სულფიდური მადნების სახით არის გავრცელებული.

As_2S_3 აურიპიგმენტი (ეს სახელწოდება მიიღო შეფერილობის გამო, ოქროსფერია).

As_4S_4 რეალგარი, Sb_2S_3 ; Bi_2S_3 აგრეთვე $FeAsS$ დარიშხანის კოლჩედანი ანუ არსენოპირიტი.

დარიშხანს ფოსფორის მსგავსად რამოდენიმე ალოტროპიული მოდიფიკაცია ახასიათებს. მისი ორთქლის სწრაფი გაცივებისას (ორთქლი As_4 -ის მოლეკულებისაგან შედგება) მიიღება არამეტალური მოდიფიკაცია – ყვითელი დარიშხანი, რომელიც თეთრი ფოსფორის იზომორფულია, მის მსგავსად იხსნება გოგირდნახშირბადში. ის თეთრ ფოსფორზე უფრო არამდგრადია, სინათლის მოქმედებით ან სუსტი შეთბობისას ადვილად გადადის მეტალურ მოდიფიკაციაში ე.წ. რუხ დარიშხანში. სტიბიუმის არამეტალური მოდიფიკაცია კიდევ უფრო არამდგრადია, ვიდრე ყვითელი დარიშხანი, ხოლო ბისმუტს არამდგრადი მოდიფიკაცია არ გააჩნია.

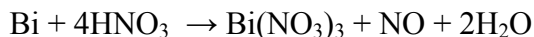
რუხი დარიშხანი, რუხი სტიბიუმი და ბისმუტი გარეგნულად მეტალებს გვანან, ახასიათებთ ელექტროგამტარობაც, მაგრამ მეტალებისგან განსხვავებით ისინი მყიფეა. იზომორფულებია და ფენოვანი სტრუქტურები ახასიათებთ (შავი ფოსფორის მსგავსი) მათი თითოეული ატომი პირამიდულად დაკავშირებულია ფენაში სამ მეზობელ ატომთან და მეზობელი ფენის სამ უახლოეს ატომთან. რიგში As - Sb - Bi ბირთვებს შორის მანძილების განსხვავება ფენაში და ფენებს შორის მცირდება ე.ი. თანდათან ხდება მეტალურ სტრუქტურასთან მიახლოება.

ჩვეულებრივ პირობებში მეტალური მოდიფიკაციები მდგრადია ჰაერისა და წყლის მიმართ. ძაბვის მწკრივში ისინი წყალბადის შემდეგ არიან მოთავსებული.

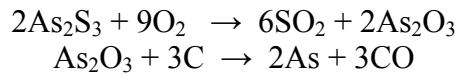
დარიშხანი კონც. HNO_3 -ის მოქმედებით გადადის მუავაში, ასევე სტიბიუმიც (როგორც არამეტალები):



ხოლო ბისმუტი აზოტმუავასთან მოქმედებს როგორც მეტალი, იგი კონც. აზოტმუავით პასიურდება, განზავებულთან კი, როგორც მეტალი, ტიპურ ნიტრატს წარმოქმნის:



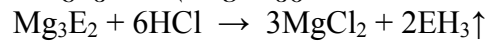
ამ ქვეჯგუფის ელემენტების მიღება ხდება სულფიდური მადნების გამოწვივით მიღებული ოქსიდების ნახშირბადით აღდგენით:



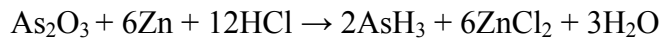
ნაერთები -3 ჟანგვითი რიცხვით: წყალბადნაერთები AsH_3 არსინი, SbH_3 სტიბინი, BiH_3 ბისმუტინი – ჩვეულებრივ პირობებში აირებია, დამახასიათებელი მკვეთრი სუნით. ყველა მათგანი ენდოთერმული ნაერთებია. გაცხელებისას ადვილად იშლებიან ჭურჭლის კედლებზე დარიშხანის, სტიბიუმის და ბისმუტის სარკის წარმოქმნით. AsH_3 , SbH_3 , BiH_3 ამ მიმართულებით მათი მდგრადობა მცირდება, BiH_3 ძალიან არამდგრადია. ყველა მათგანი ძლიერი აღმდგენია.

არსინისა და სტიბინის მოლეკულების დიპოლური მომენტები ახლოა ნოლთან. ეს იმაზე მიუთითებს, რომ E-H ბმები ამ მოლეკულებში თითქმის არაპოლარულია. NH_3 , PH_3 , AsH_3 , SbH_3 , BiH_3 ამ მიმართულებით მათ დონორული თვისებები მცირდება. მაშინ როცა $[\text{NH}_4]^+$ – ამონიუმის იონი მდგრადია, $[\text{PH}_4]^+$ შედარებით არამდგრადია, ხოლო $[\text{AsH}_4]^+$ იონის წარმოქმნა სპექტროსკოპული რაოდენობით შეინიშნება.

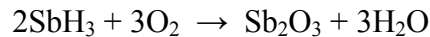
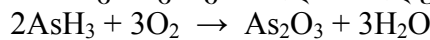
დარიშხანი, სტიბიუმი და ბისმუტი წყალბადთან უშუალოდ რეაქციაში არ შედიან. წყალბადნაერთები მიიღება მეტალთან მათი ნაერთების (არსენიდები, სტიბიდები და ბისმუტიდები) მჟავით დამუშავებით:



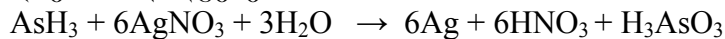
აგრეთვე მათი ნაერთების შემჟავებულ წყალხსნარებზე თუთიის მოქმედებით:



არსინი (უფრო ნაკლებად სტიბინი და ბისმუტინი) ძალიან ტოქსიკურია, (რამდენადაც თუთია ყოველთვის შეიცავს დარიშხანის მინარევს მცირე რაოდენობით, ამიტომ თუთიაზე მჟავის მოქმედებით მიღებული წყალბადის შესუნთქვა არ შეიძლება). ისინი ჰაერზე მკრთალი მოლურჯო ალით იწვიან:

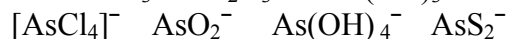


ეს ნაერთები ძლიერი აღმდგენებია:



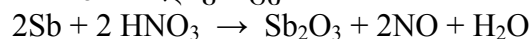
ნაერთებს (-3) ჟანგვითი რიცხვით მიეკუთვნება აგრეთვე მეტალებთან მათი ნაერთებიც: არსენიდები, სტიბიდები და ბისმუტიდები. ესენი არიან ძირითადად დარიშხანის, სტიბიუმისა და ბისმუტის ნაერთები I და II ჯგუფის S ელემენტებთან: K_2E , Ca_3E_2 , Mg_3E_2 ... ეს ნაერთები ადვილად შედიან რეაქციაში მჟავებთან წყალბადნაერთების წარმოქმნით.

ნაერთები (+3) ჟანგვითი რიცხვით. მათ მიეკუთვნება ჰალოგენიდები, სულფიდები, ოქსიდები და ჰიდროქსიდები.

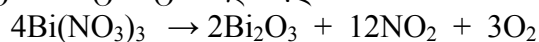


რიგში $\text{As}(\text{III})$ - $\text{Sb}(\text{III})$ - $\text{Bi}(\text{III})$ მჟავური თვისებები მცირდება და ფუძე თვისებები ძლიერდება.

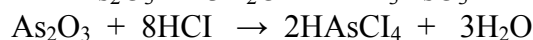
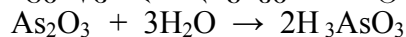
$\text{As}(\text{III})$, $\text{Sb}(\text{III})$, $\text{Bi}(\text{III})$ ოქსიდები მიიღებიან პირდაპირი გზით. Sb_2O_3 აგრეთვე მიიღება სტიბიუმის განზ. HNO_3 -ით დაჟანგვისას:



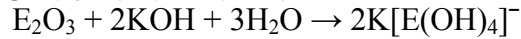
ხოლო Bi_2O_3 – ბისმუტის ნიტრატის დაშლით:



As_2O_3 – თეთრი დარიშხანი ძირითადად მჟავა ბუნების ოქსიდია. ის იხსნება წყალში მჟავის და ტუტეში მარილების წარმოქმნით, ამავე დროს, P_2O_5 -გან განსხვავებით მოქმედებს ჰალოგენწყალბადმჟავებთანაც:



Sb₂O₃ წყალში პრაქტიკულად არ იხსნება, მაგრამ მოქმედებს ტუტესთან და მარილმჟავასთან. Sb₂O₃ ამფოტერული ოქსიდია:



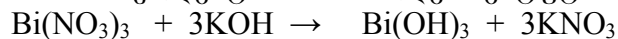
სადაც, E = As, Sb.

Bi₂O₃ მჟავებთან მოქმედებს Bi(III)-ის მარილების წარმოქმნით. წყალთან და ტუტეებთან პრაქტიკულად არ მოქმედებს.

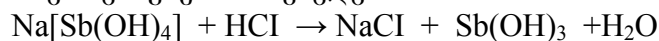
ანალოგიურად იცვლება ჰიდროქსიდების თვისებებიც. H₃PO₃ მჟავაა, As(OH)₃ და Sb(OH)₃ ამფოტერულია. As(OH)₃-ში ჭარბობს მჟავა თვისებები, Sb(OH)₃-ში კი – ფუძე თვისებები. ამასთან მათი დისოციაცია, როგორც ფუძე, ისე მჟავური ტიპით, წყალხსნარებში სუსტად მიმდინარეობს.

H₃AsO₃ წყალხსნარებიდან გამოყოფილი არ არის. შესაბამისი წყალხსნარი სუსტი მჟავაა (დარიშხანოვანი მჟავა, მარილები არსენიტები).

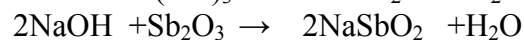
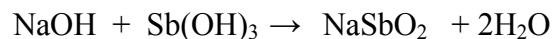
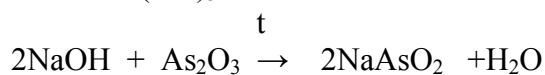
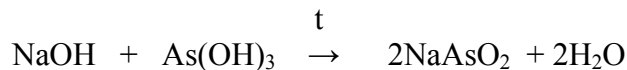
Sb(OH)₃ და Bi(OH)₃ წყალში პრაქტიკულად არ იხსნება. მიიღება თეთრი ნალექის სახით – E₂O₃·nH₂O სამჟავაენტიანი მარილებზე ტუტის მოქმედებით:



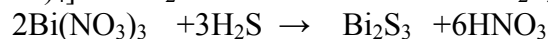
ან ანიონურ ნაწარმებზე მჟავის მოქმედებით:



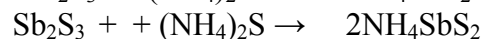
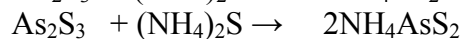
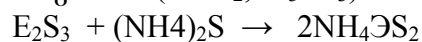
ხოლო ტუტესთან შეღებობისას E₂O₃ და E(OH)₃ წარმოქმნის პოლიმერულ მეტაარსენიტს(III). მეტასტიბიტს(III) და მეტაბისმუტიტს(III) შედგენილობით Me⁺¹EO₂. ამასთან ოქსობისმუტიტები(III) არამდგრადია:



As⁺³, Sb⁺³, Bi⁺³ წარმოქმნიან სულფიდებს. მოყვითალო As₂S₃, ნარინჯისფერი Sb₂S₃ და შავი Bi₂S₃ წყალში უხსნადი მყარი ნივთიერებებია. სულფიდები მიიღება უშუალო ურთიერთქმედებით ან E(III)-ის ნაერთებზე H₂S-ის მოქმედებით მჟავა არეში:

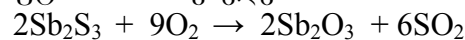


As₂S₃ და Sb₂S₃ ძირითადად მჟავური ნაერთებია. ისინი წყალში ადვილად იხსნებიან ფუძე სულფიდების თანაობისას სულფიდოარსენიტების(III) და სულფიდოსტიბიტების(III) წარმოქმნით (M₂S₂, M₃S₃):

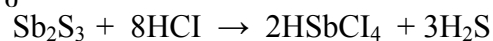


Bi₂S₃ აღნიშნულ სულფიდებში არ იხსნება. ფუძე სულფიდებთან ის მხოლოდ შეღებობით მოქმედებს.

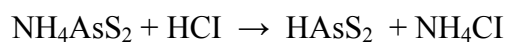
E₂S₃ ტიპის ნაერთები ადვილად გადადიან E₂O₃ და EF₃ ტიპის ნაერთებში შესაბამისად ჟანგბადის და ფტორის მოქმედებით:



As₂S₃-გან განსხვავებით, Sb(III) და Bi(III)-ის სულფიდები Sb₂S₃ და Bi₂S₃ იხსნებიან კონც. მარილმჟავაში:



სულფიდოარსენიტები(III) და სულფიდოსტიბიტები(III) მყარ მდგომარეობაში საკლებით მდგრადია, მაგრამ შესაბამისი თიომჟავები არამდგრადია და გამოყოფისთანავე იშლებიან:

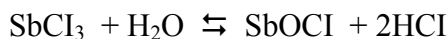


$E\text{Hal}_3$ მიიღება მარტივი ნივთიერებების უშუალო ურთიერთქმედებით ჰალოგენების უკმარისობის პირობებში ($E\text{Hal}_5$ -ის წარმოქმნის თავიდან ასაცილებლად). $\text{EF}_3 - \text{ECI}_3 - \text{EBr}_3 - \text{EI}_3$ ბირთვთაშორისი მანძილი იზრდება, ამიტომ ბმის ენერგია მცირდება. ისინი მყარი კრისტალური ნაერთებია.

E_2S_3 და E_2O_3 -ის მსგავსად ჰალოგენიდებიც მჟავური ნაერთებია. Sb(III) და Bi(III) ჰალოგენნართები მარილის თვისებების მატარებელია. ისინი განიცდიან ჰიდროლიზს, ამასთან PHal_3 -გან განსხვავებით მათი ჰიდროლიზის რეაქცია შექცევადია:



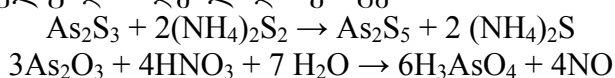
Sb -ის და Bi -ის ჰალოგენიდების(III)-ის ჰიდროლიზი მიმდინარეობს ოქსო-ჰალოგენიდების წარმოქმნით:



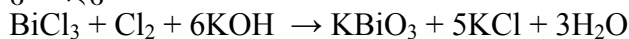
$E\text{Hal}_3$ ნაერთების მჟავა ბუნება მათი ფუძე ჰალოგენიდებთან რეაქციაში ვლინდება: $\text{Me}^+[\text{EHal}_6]$, $\text{Me}^+[\text{EHal}_5]$, $\text{Me}^+[\text{EHal}_4]$.

რიგში As , Sb , Bi არამეტალური თვისებების შემცირებას და მეტალური თვისებების ზრდას +3 ჟანგვითი რიცხვით მათი მარილების მდგრადობის ზრდაც ადასტურებს. თუ დარიშხანისთვის ასეთი მარილები არამდგრადია და თავისუფალ მდგომარეობაში გამოყოფილიც არ არის, სტიბიუმისათვის ცნობილია და გამოყოფილია სულფატი $\text{Sb}_2(\text{SO}_4)_3$, ნიტრატი $\text{Sb}(\text{NO}_3)_3$ და სხვა. განსაკუთრებით მდგრადია კომპლექსური სტიბატები I ჯგუფის s-ელემენტებთან $\text{M}^+[\text{Sb}(\text{SO}_4)_2]$. Bi(III) -ის მარილები კი ძალიან მრავალფეროვანი და მდგრადია. არამეტალური თვისებების შემცირებაზე მიუთითებს აგრეთვე ამ ელემენტების(III) ოქსიდების და სულფიდების აღმდგენი უნარი, რომელიც რიგში As , Sb , Bi მკვეთრად ეცემა.

As^{+3} ოქსიდი და სულფიდი ადვილად იჟანგება:



Sb(III) ნაერთების აღმდგენი უნარი გაცილებით სუსტია, თუმცა Sb_2S_3 -იც იჟანგება ამონიუმის პერსულფიდით, ხოლო Bi(III) ნაერთების დაჟანგვა ძალიან ძლიერი მჟანგავებით ხერხდება:



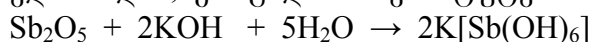
ნაერთები ძირითადი ელემენტის +5 ჟანგვითი რიცხვით. რიგში As(V) , Sb(V) , Bi(V) ნაერთების მდგრადობა მცირდება. ბრომისა და სელენის ქვეჯგუფების განხილვისას აღმოჩნდა, რომ უმაღლესი ჟანგვითი რიცხვები ამ ქვეჯგუფებში უფრო დამახასიათებელია V პერიოდის p-ელემენტებისათვის ე.ი. I და Te-თვის. ხოლო ყველაზე ნაკლებად – VI პერიოდის p-ელემენტებისთვის, ე.ი. At და Po-თვის. ასეთივე კანონზომიერება, თუმცა ნაკლებად ვლინდება დარიშხანის ქვეჯგუფშიც. +5 ჟანგვითი რიცხვი ყველაზე მეტად ახასიათებს Sb -ს, ნაკლებად დარიშხანს, ხოლო Bi -თვის ასეთი ნაერთები არამდგრადია. Bi(V) -ის ნაერთებიდან მიღებულია BiF_5 , As -ის და Sb -სთვის ცნობილია აგრეთვე ოქსიდები E_2O_5 , სულფიდები E_2S_5 და სტიბიუმისათვის – SbCl_5 .

დარიშხანის (V) ბინარული ნაერთები მჟავური ბუნებისაა. მათ შეესაბამებათ ანიონური კომპლექსნაერთები $[\text{EHal}_6]^-$, $[\text{EO}_4]^{3-}$, $[\text{E}(\text{OH})_6]^-$

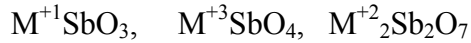
E_2O_5 ოქსიდები ჩვეულებრივ პირობებში მჟავური ნივთიერებებია. As_2O_5 სტრუქტურით ჰგავს P_2O_5 -ს, კარგად იხსნება წყალში:



Sb_2O_5 წყალში მცირედხსნადია, კარგად იხსნება ტუტეში:



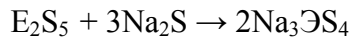
As_2O_5 -ის და Sb_2O_5 -ის ტუტესთან და ფუძე ოქსიდებთან ურთიერთქმედებით მიიღება შემდეგი შედგენილობის ოქსოარსენატები (V) და ოქსოსტიბატები(V):



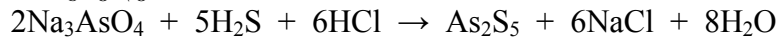
წყალხსნარებიდან გამოიყოფა ტეტრაოქსოარსენატები $M^+_3AsO_4$ და ჰექსაჰიდროქსოარსენატები $M[Sb(OH)_6]$. ფოსფატების მსგავსად ისინი წყალში ძნელად იხსნებიან.

შესაბამისი მჟავებიდან თავისუფალ მდგომარეობაში გამოყოფილია H_3AsO_4 , რომელიც დარიშხანის ან As_2O_3 -ის აზოტმჟავით დაჟანგვით მიიღება. დარიშხან-მჟავა ფოსფორმჟავაზე უფრო სუსტია, Sb-თვის ანალოგიური შედგენილობის მჟავას მიღება არ მოხერხდა, – წარმოიქმნება განუსაზღვრელი შედგენილობის $Sb_2O_5 \cdot nH_2O$ ნაერთი. ბისმუტი(V)-ის მჟავა მიღებული არ არის.

სულფიდები დარიშხანის ატომის +5 ჟანგვითი რიცხვით – As_2S_5 (ყვითელი) და ნარინჯისფერი Sb_2S_5 – წყალთან არ მოქმედებენ, ისინი მჟავა ბუნების ნაერთებია, იხსნებიან ფუძე სულფიდებში შესაბამისი სულფომარილების წარმოქმნით:

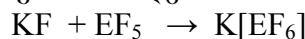


E_2S_5 მიიღება მარტივი ნივთიერებების ურთიერთქმედებით და E^{+5} -ის ნაერთებზე H_2S -ის მოქმედებით:

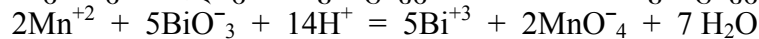


მათი შესაბამისი მჟავები გამოყოფისთანავე იშლება.

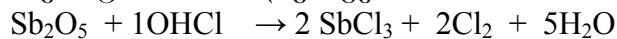
V ჯგუფის ელემენტების (+5 ჟანგვითი რიცხვით) ჰალოგენიდებიდან მიღებულია პენტაჰალოგენიდები: AsF_5 (აირადი), SbF_5 და $SbCl_5$ (თხევადი), BiF_5 (მყარი). ისინი ტიპური მჟავური ბუნების ნაერთებია. წყალთან მოქმედებისას იძლევიან მჟავებს, ფუძე ჰალოგენიდებთან კი მარილებს:



ბისმუტი(V)-ის ნაერთები ძლიერი მჟანგავეებია – Mn^{+2} -ს ჟანგავენ Mn^{+7} -მდე:



სტიბიუმი(V)-ის ნაერთები ნაკლები ხარისხით ამჟღავნებენ მჟანგავ უნარს, თუმცა Sb_2O_5 -ს შეუძლია კონც. HCl -ის დაჟანგვა:



დარიშხანი, სტიბიუმი და ბისმუტი თავიანთი სტრუქტურით ტიპური მეტალებისაგან არსებითად განსხვავდებიან, ამიტომ ისინი მეტალებთან წარმოქმნიან არა მყარ ხსნარებს, არამედ ევტექტიკურ ნარევეებს. ისინი ძირითადად ევტექტიკურ ნარევეებს წარმოქმნიან. მაგ., 60% ბისმუტი და 40% კადმიუმის ნარევი ღღვება $144^\circ C$ -ზე. ფართოდ ცნობილი ვუდის შენადნობი რომლის ღღობის ტემპერატურა $65-70^\circ C$ (წყლის დუდილის ტემპერატურაზე უფრო დაბალი) შეიცავს 50% ბისმუტს, 25% ტყვიას, 12.5% კალა და 12.5% კადმიუმი. დარიშხანი და ბისმუტი ძირითადად ტყვიაზე დასამატებლად გამოიყენებიან და მას სიმაგრეს ანიჭებენ.

განსაკუთრებით მნიშვნელოვანია შენადნობი 25% Sb, 60% Pb და 15% Sn რომელიც გამოიყენება პოლიგრაფიული შრიფტების დასამზადებლად.

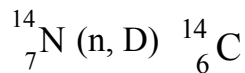
დარიშხანის ნაერთები გამოიყენება სოფლის მეურნეობაში, ოპტიკაში, ფარმაკოპეიაში, ელექტრონიკაში, მედიცინაში და სხვ. As, Sb და Bi ძირითადად გამოიყენება სხვადასხვა შენადნობების დასამზადებლად.

მეხუთე თავი

პერიოდული სისტემის IV ჯგუფის p-ელემენტები

ნახშირბადი

ნახშირბადი განსაკუთრებული ელემენტია. ის მიეკუთვნება ელემენტთა პერიოდული სისტემის IVA ჯგუფს. მისი ატომის ზომა და ელექტრონული აღნაგობა განაპირობებს სხვადასხვა შედგენილობის, აღნაგობის და თვისებების მრავალფეროვანი ნაერთის წარმოქმნის უნარს, რომლებიც ბუნებაში, ყოფაცხოვრებასა და ტექნიკაში უმნიშვნელოვანეს როლს ასრულებენ. ნახშირბადი პერიოდული სისტემის IV ჯგუფის ტიპური ელემენტია. ნახშირბადს გააჩნია ორი სტაბილური ბუნებრივი იზოტოპი: ^{12}C (99%, ბირთვის ტიპი 4n) და ^{13}C (1%, ბირთვის ტიპი 4n+1). რადიოაქტიურ იზოტოპებს შორის პრაქტიკულად მნიშვნელოვანია ^{14}C . მისი ნახევრადდაშლის პერიოდია 5720 წელი. ბუნებაში ის მუდმივად წარმოიქმნება ჰაერის აზოტზე კოსმოსური სხივების ნეიტრონების მოქმედებით:

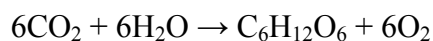


წარმოქმნისთანავე იზოტოპი ^{14}C შეერევა ნახშირბადის სტაბილურ იზოტოპებს, რომლებიც შედის ატმოსფეროს CO_2 -ის შემადგენლობაში. ეს უკანასკნელი, როგორც ცნობილია, მონაწილეობს ფოტოსინთეზის რეაქციებში, რის შედეგადაც ორგანული ნივთიერებები მიიღება. ორგანული ნაერთების წარმოქმნის შემდეგ კი ^{14}C იზოტოპის წილი მასში თანდათან კლებულობს რადიოაქტიური დაშლის გამო. აღსანიშნავია, რომ დასინთეზებულ ორგანულ (ან არაორგანულ) ნაერთებში ^{14}C -ის შემდგომი მოხვედრა ატმოსფერულ CO_2 -თან მიმოცვლის რეაქციის საშუალებით აღარ ხდება. ამიტომ ნახშირბადის სტაბილური იზოტოპის და ამა თუ იმ ორგანულ ნაერთში (წიაღისეულ ნახშირში, უძველესი ქალაქების ხის ნაკეთობებში და ა.შ.) ^{14}C იზოტოპის მასური წილის ფარდობა საშუალებას იძლევა, შევაფასოთ, თუ რა ზომით (რაოდენობით) მოხდა ^{14}C -ის რადიოდაშლა და შესაბამისად, რამდენი საუკუნის წინ მოხდა ფოტოსინთეზი. ორგანული ნივთიერების ასაკის განსაზღვრის ამ მეთოდს რადიონახშირბადული მეთოდი ეწოდება. დღეისათვის იგი შეუცვლელია და ფართოდ გამოიყენება არქეოლოგიაში, გეოლოგიაში და სხვა დარგებში.

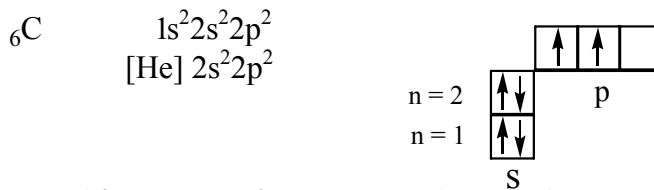
ბუნებაში გავრცელება: ნახშირბადი ბუნებაში სხვადასხვა სახით არსებობს. ის წარმოადგენს მცენარეთა და ცხოველთა ქსოვილების მნიშვნელოვან შემადგენელ ნაწილს. ნახშირბადი ორგანულ ნაერთების საბაზო ელემენტია. წლების განმავლობაში, ცოცხალი ორგანიზმების დაშლის პროდუქტები წარმოქმნის ქვანახშირს, ნავთობს, ტორფს, ბუნებრივ აირებს, რომლებიც უმთავრესად ნახშირბადს შეიცავს.

ნახშირბადი მინერალებში გვხვდება კარბონატების სახით. კარბონატებიდან ყველაზე მეტად გავრცელებულია CaCO_3 (მარმარილო, კირქვა, ცარცი), მაგნეზიტი (MgCO_3), დოლომიტი ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$), მალაქიტი $[(\text{Cu}_2\text{OH})_2\text{CO}_3]$. ცნობილია აგრეთვე მძიმე მეტალების კარბონატები: სიდერიტი (FeCO_3), MnCO_3 , ZnCO_3 და სხვ.

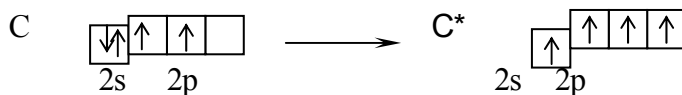
ატმოსფეროს ჰაერში ნახშირბადი გვხვდება ნახშირბადის დიოქსიდის სახით (0.03 მოც. %). ჰაერის CO_2 -ისა და წყლისაგან ფოტოსინთეზის შედეგად ხდება მცენარეთა ფოთლებში გლუკოზის წარმოქმნა:



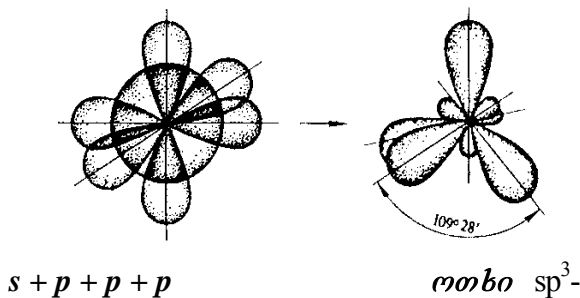
ნახშირბადს არაადგზნებულ მდგომარეობაში გააჩნია შემდეგი ელექტრონული კონფიგურაცია:



ნახშირბადის ადგზნებულ ატომში ოთხი (ერთი 2s- და სამი 2p-ორბიტალზე) გაუწყვილებელი ელექტრონია:

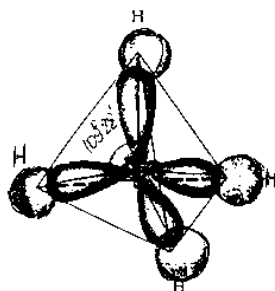


ერთი s და სამი p ორბიტალის ჰიბრიდიზაციით მიღებული ასიმეტრიული ორბიტალები მიმართულია ტეტრაედრის წვეროებისაკენ. კუთხე მათ შორის $109^{\circ}28'$ -ია, რაც ორბიტალების მაქსიმალურ დაცილებას და სისტემის მინიმალურ ენერგიას (მინიმალური ურთიერთგანზიდვის გამო) შეესაბამება. ჰიბრიდიზაციის ამ სახეს sp^3 -ჰიბრიდიზაცია (ტეტრაგონალური) ეწოდება. ნახშირბადის ატომს ახასიათებს აგრეთვე sp^2 - (ტრიგონალური) და sp -ჰიბრიდიზაცია (დიაგონალური).



ნახაზი 18. sp^3 ჰიბრიდიზაციის სქემა

თუ გავითვალისწინებთ, რომ ბმა ა(C)-ების მაქსიმალური გადაფარვის მიმართულებით წარმოიქმნება, ადვილი გასაგებია მეთანის მოლეკულის ტეტრაედრული ფორმა.



ნახაზი 19. მეთანის მოლეკულის ტეტრაედრული სტრუქტურის მოდელი

σ-ბმების მიხედვით, ნახშირბადის კოორდინაციული რიცხვი შეიძლება იყოს ოთხი (sp^3 -ჰიბრიდიზაცია), სამი (sp^2 -ჰიბრიდიზაცია) და ორი (sp -ჰიბრიდიზაცია). ნახშირბადი, ძირითადად, ამჟღავნებს ოთხის ტოლ ვალენტობას. სავალენტო ელექტრონების რიცხვი ემთხვევა ვალენტური ორბიტალების რიცხვს, რომელიც პერიოდული სისტემის მხოლოდ ორი ელემენტისთვის (წყალბადი და ნახშირბადი) არის დამახასიათებელი, რაც თავის მხრივ, C-C ბმის განსაკუთრებული მდგრადობის ძირითადი მიზეზია. პერიოდში ნახშირბადიდან აზოტისაკენ შეიმჩნევა ბმის ენერგიის შემცირება (ცხრ. 9).

ცხრილი 9.

	$\equiv \text{C} - \text{C} \equiv$	$\equiv \ddot{\text{N}} - \ddot{\text{N}} \equiv$	$-\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{O}}-$	$:\ddot{\text{F}}-\ddot{\text{F}}:$
	$\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_3$	$\text{H}_2\text{N} - \text{NH}_2$	$\text{HO} - \text{OH}$	$\text{F} - \text{F}$
ბმის ენერგიები E, კჯ/მოლი	374	250	210	159

ალოტროპია. ფიზიკური თვისებები: ცნობილია ნახშირბადის შემდეგი ალოტროპიული სახეცვლილები: ალმასი, გრაფიტი, კარბინი და სპეციფიკური სტრუქტურის ჰაკმინი ანუ ფულერენი. ალმასისა და გრაფიტისგან განსხვავებით, კარბინი თავდაპირველად სინთეზური გზით იქნა მიღებული, მაგრამ მოგვიანებით ის ბუნებაშიც იქნა აღმოჩენილი. ბუნებაში არსებული მური, კოქსი, ხის ნახშირი იგივე გრაფიტია წვრილკრისტალურ მდგომარეობაში.

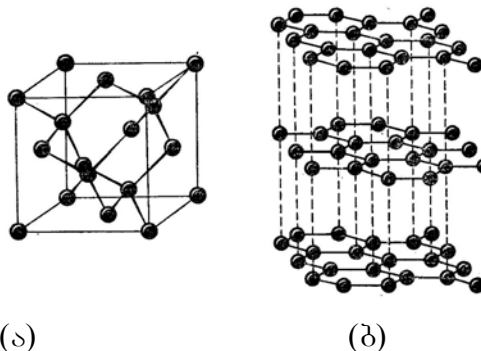
ალმასი – მყარი, უფერო, კუბური სტრუქტურის მქონე კრისტალურია. ნახშირბადის ატომებს შორის არაპოლარული კოვალენტური ბმებია. ოთხი ტოლფასი მტკიცე ბმის წარმოქმნაში მონაწილეობს ტეტრაედრის წვეროებისკენ ორიენტირებული sp^3 -ჰიბრიდული ორბიტალები.

დიდი სიმკვრივის გამო ალმასმა ფართო გამოყენება მოიპოვა ტექნიკაში (ლითონის საჭრელად). **მოსა**-ს სკალით მისი სიმკვრე 10-ის ტოლია. ალმასის სათანადო დამუშავებით ამზადებენ ბრილიანტს (ბრილიანტის კრისტალი ხასიათდება წახნაგების დიდი რიცხვით). ალმასის მტკიცე სტრუქტურაზე მიუთითებს ენტროპიის დაბალი მნიშვნელობა (2.4 ჯ/მოლი).

ხელოვნურ ალმასს ღებულობენ გრაფიტის გახურებით 3000°C ტემპერატურისა და 10^5 ატმ. წნევის პირობებში (როდიუმის კატალიზატორის თანაობისას). გრაფიტიდან ალმასის სინთეზი აგრეთვე განხორციელებულია ლაზერული დასხივების პირობებში.

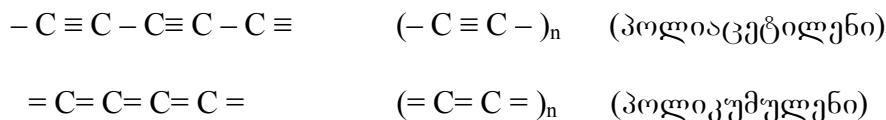
გრაფიტისგან განსხვავებით, ალმასი არ ატარებს ელექტრულ დენს. ის არ მოქმედებს მჟავებთან და ტუტეებთან.

უპაეოდ გაცხელებისას ალმასი გარდაიქმნება გრაფიტად. გრაფიტი მუქი ნაცრისფერი, ფენოვანი კრისტალური ნივთიერებაა. გრაფიტში ნახშირბადის ატომები განლაგებულია წესიერი ექვსკუთხედის წვეროებში, რომლებიც ქმნიან შრეებს. თითოეული ატომი იმყოფება sp^2 -ჰიბრიდულ მდგომარეობაში და დაკავშირებულია ერთ სიბრტყეში ნახშირბადის სამ სხვა ატომთან (ბმებს შორის კუთხე 120° -ია და ბმის სიგრძე 0.142 ნმ). არაჰიბრიდული p-ელექტრონები დელოკალიზებულია მთელ კრისტალზე, რაც გრაფიტის ელექტროგამტარობას განაპირობებს. შრეებს შორის C-C ბმების სიმტკიცე გაცილებით ნაკლებია, რის გამოც გრაფიტი ადვილად იშლება შრეებად. გრაფიტი ხასიათდება ლითონური ბზინვარებით. ის ძნელადღობადია, გამოიყენება ელექტროდების, თბოგადამცემი მილების დასამზადებლად და სხვ.



ნახაზი 20. ალმასის (ა) და გრაფიტის (ბ) სტრუქტურა

კარბინი: შავი ფერის მყარი წვრილკრისტალური ფხვნილია. ახასიათებს ნახევარგამტარის თვისებები. უპაეოდ გაცხელებით გადადის გრაფიტში. ნახშირბადის ატომები sp-ჰიბრიდული ორბიტალებით ერთიანდებიან შემდეგი ჯაჭვის წარმოქმნით:



კარბინი გრაფიტზე მაგარია.

მური წარმოიქმნება ნახშირბადის შემცველი ნაერთების უპაეოდ თერმული დაშლით ან არასრული წვით. მური გამოიყენება სამხატვრო და სასტამბო საღებების დასამზადებლად, აგრეთვე რეზინის წარმოებაში შემავსებლად.

ხის ნახშირს ღებულობენ მერქნის უპაეოდ გახურებით. მისი გადახურებული წყლის ორთქლით დამუშავებით მიიღება გააქტივებული ნახშირი. ხის ნახშირის უმნიშვნელოვანესი თვისებაა ადსორბცია. მისთვის დამახასიათებელი ფოროვანი ზედაპირით შთანთქავს აირს ან გახსნილ ნივთიერებას. გააქტივებული ნახშირის მიღების მეთოდი დაამუშავა რუსმა მეცნიერმა ზელინსკიმ, რომელმაც იგი გამოიყენა აირწინაღში, რითაც პირველ მსოფლიო ომში მრავალი ადამიანის სიცოცხლე იხსნა მოწამვლისაგან. ცხოველების ძვლების გამოწვით მიღებული ნახშირი (ცხოველური ნახშირი) გამოიყენება შაქრის სიროფის რაფინირებისათვის.

ბოლო პერიოდში დიდი ყურადღება მიიპყრო ნახშირბადის სპეციფიკურმა მოლეკულურმა ფორმამ – ფულერენებმა. ფულერენი C₆₀, C₇₀, C₂₄₀ ნახშირბად-ატომის შემცველი სფერული მოლეკულაა. მასში ნახშირბადის ყველა ატომს ერთნაირი სიმეტრიული განლაგება აქვს. ფულერენებს სახელი ამერიკელი არქიტექტორის – რიჩარდ ჰაკინ ფულერის პატივსაცემად დაერქვა, რომელიც რამდენიმე სფერული ფორმის შენობის ავტორია.

ქიმიური თვისებები. IVA ჯგუფის ელემენტებიდან ნახშირბადატომი გამოირჩევა მცირე ატომური რადიუსით (0.0776ნმ), იონიზაციის დიდი ენერგიით (1086 კჯ/მოლი) და შედარებით მაღალი ელექტროუარყოფითობით (2.5 – პოლინგის სკალის მიხედვით). მისთვის ენერგეტიკულად ხელსაყრელია ატომებს შორის σ- და π-ტიპის კოვალენტური ბმების წარმოქმნა.

ნახშირბადი ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე ინერტულია, თავისუფალი ნახშირბადის სახეობებს შორის ყველაზე უფრო რეაქციისუნარიანია ამორფული ნახშირი, თუმცა ჩვეულებრივი ტემპერატურის პირობებში ისიც ინერტულია. მისი აქტივობა გაცხელებით იზრდება: ადვილად უერთდება ჟანგბადს და წარმოქმნის ნახშირბად(II) და ნახშირბად(IV) ოქსიდებს. ცნობილია აგრეთვე სამნახშირბადის დიოქსიდი: C₃O₂, (მიიღება არაპირდაპირი გზით).

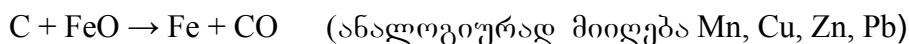
1. გახურებული ნახშირი იწვის ჰაერსა და ჟანგბადში CO₂-ის წარმოქმნით:



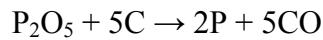
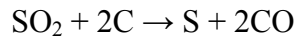
ჟანგბადის ნაკლებობისას მიიღება CO:



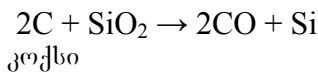
ნახშირი ადვილად უერთდება არამარტო თავისუფალ, არამედ ნაერთებში მყოფ ჟანგბადსაც. ამიტომ ნახშირი კარგ აღმდგენელს წარმოადგენს:



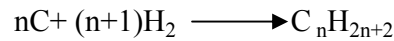
მაღალ ტემპერატურაზე იგი მთელ რიგ არაალითონებსაც ადადგენს მათი ოქსიდებიდან:



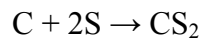
ქვიშისა და კოქსის ნარევის მაღალ ტემპურატურაზე გაცხელებით მიიღება სილიციუმი:



2. კატალიზატორების თანაობისას (Ni, Fe, Pt და სხვ.) ნახშირბადი წყალბადთან წარმოქმნის მრავალრიცხოვან, ჰაერზე მდგრად ნაერთებს – ნახშირწყალბადებს:

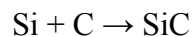


3. გავარვარებული ნახშირი რეაქციაში შედის გოგირდთან გოგირდ-ნახშირბადის წარმოქმნით:

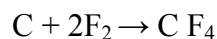


CS₂ ადვილად აქროლადი და აალებადი სითხეა. იგი ბევრი ნივთიერების კარგი გამხსნელია, მაგ., ხსნის თეთრ ფოსფორს. გამოიყენება ორგანულ სინთეზში.

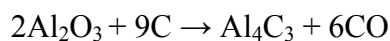
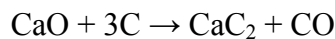
4. გავარვარებული ნახშირი რეაქციაში შედის აგრეთვე სილიციუმთან კარბორუნდის წარმოქმნით:



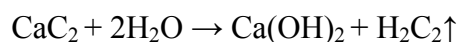
5. ჰალოგენებიდან უშუალოდ მხოლოდ ფტორთან რეაგირებს:



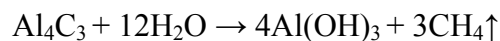
6. ურთიერთქმედებს მეტალთა ოქსიდებთან (მაგ., CaO და Al₂O₃) შესაბამისი კარბიდების წარმოქმნით:



მიღებული კარბიდები ჰიდროლიზდება შესაბამისად აცეტილენის ან მეთანის წარმოქმნით:



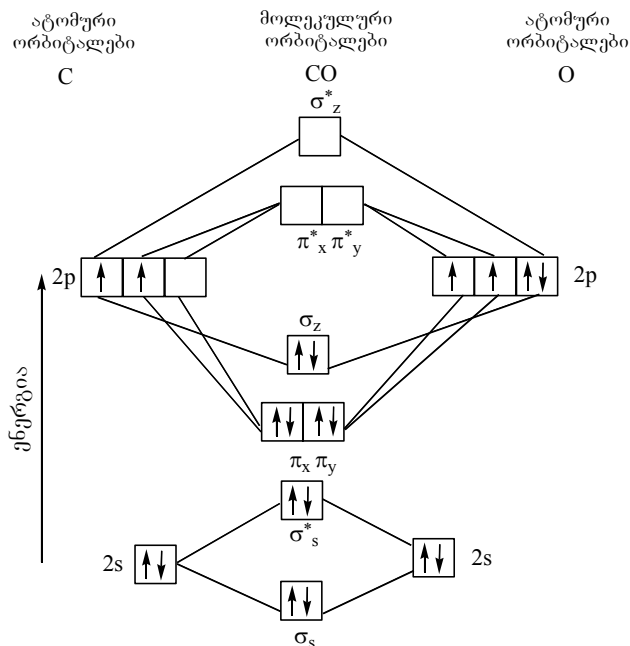
(აცეტილენის მიღების კარბიდული ხერხი)



ნახშირბად(II)-ის ოქსიდი (CO): უფრო უსუნო, წყალში ცუდად ხსნადი აირია. CO-ს ჩასუნთქვისას სისხლის ჰემოგლობინში არსებულ რკინის იონთან წარმოქმნის მტკიცე ნაერთს, რის გამოც ორგანიზმში იზღუდება ჟანგბადის გადატანა და ადამიანი იღუპება. ამ თვისების გამო CO-ს მსუთავ აირსაც უწოდებენ.

ნახშირბადის და ჟანგბადის ა(ო)-ებიდან წარმოქმნილი CO-ს მოლეკულური ორბიტალის ელექტრონული ფორმულა და ენერგეტიკული სქემა შემდეგნაირად გამოისახება:



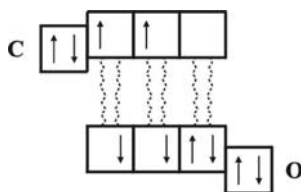


ნახაზი 21. CO-ს მოლეკულური ორბიტალების ენერგეტიკული სქემა

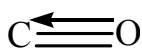
CO-ს მოლეკულაში ბმის რიგი 3-ის ტოლია:

$$\text{ბ.რ.} = (8-2)/2 = 3$$

იგივე შედეგს მივიღებთ ვალენტური ბმის მეთოდითაც, თუ გავითვალისწინებთ დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით მესამე კოვალენტური ბმის წარმოქმნას ჟანგბადის გაუზიარებელი ელექტრონული წყვილისა და ნახშირბადის თავისუფალი ორბიტალის ურთიერთქმედების ხარჯზე:



CO-ს მოლეკულაში დონორს წარმოადგენს ჟანგბადის ატომი, ხოლო აქცეპტორს – ნახშირბადის ატომი:

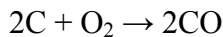


CO-ს მოლეკულა აზოტის მოლეკულის იზოელექტრონულია. ამის გამო, მსგავსი აღმოჩნდა მათი ზოგიერთი თვისებები: ღლიობისა და დუდილის ტემპერატურების, ასევე ენტროპიის (CO-თვის 198 კჯ/მოლი; N₂-თვის 199 კჯ/მოლი) თითქმის ერთნაირი მნიშვნელობა. ორივე აირი წყალში ცუდად ხსნადია.

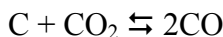
CO-ს მოლეკულა საკმაოდ მდგრადია. ამიტომ დაბალ ტემპერატურაზე არ ხასიათდება მაღალი რეაქციისუნარიანობით.

CO-ს მიღება:

1. ნახშირის არასრული წვისას ჰაერის ან ჟანგბადის ნაკლებობის პირობებში:

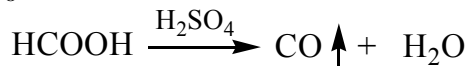


2. ნახშირბად(IV)-ის ოქსიდის ურთიერთქმედებით გავარვარებულ ნახშირთან:

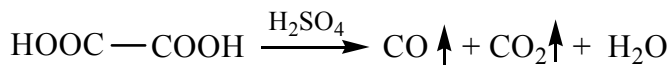


1000°C-ზე რეაქცია თითქმის ბოლომდე მიდის.

ლაბორატორიაში CO მიიღება ჭიანჭველმუავას კონც. H₂SO₄-თან, როგორც წყალწამრთმევთან, გაცხელებით:



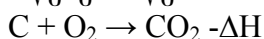
ან კონც. H₂SO₄-ით მუაუნმუავას დაშლისას:



CO₂-გან დაცილების მიზნით მიღებული აირების ნარევეს ტუტის ხსნარში ატარებენ.

CO სხვა აირებთან ერთად შედის ზოგიერთი სახის აირადი სათბობის შემადგენლობაში. კერძოდ, გენერატორის აირსა და წყალაირში.

გენერატორი ღუმელია, რომელშიც ამ სათბობს ღებულობენ. მასში ჩატვირთულია მყარი სათბობი, მაგალითად, კოქსის სქელი ფენები, ხოლო ჰაერს ქვემოდან აწვდიან. ქვედა ფენაში საწვავი იწვის CO₂-ის წარმოქმნით:



მიღებული CO₂ უნაავს რა გახურებული კოქსის ზედა ფენებში, CO-დ გარდაიქმნება:



წარმოქმნილი CO შეერევა ჰაერის აზოტს და მიიღება ნარევი, რომელსაც გენერატორის აირი ეწოდება.

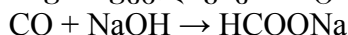
წყალაირი მიიღება გავარვარებული ქვანახშირის სქელ ფენაში წყლის ორთქლის გატარებით. ის არის CO-ს და წყალბადის ნარევი:



რეაქცია 1200°C-ზე მიმდინარეობს.

წყალაირი (CO და H₂-ის ნარევი) წვის დროს მეტ სითბოს იძლევა, ვიდრე გენერატორის აირი (ვინაიდან ამ დროს სითბო გენერატორის აირის შემადგენლობაში არსებული აზოტის გათბობაზე არ იხარჯება).

ქიმიური თვისებები: ქიმიური თვისებებით CO განსხვავდება CO₂-საგან, ის მარილარწარმომქმნელი ოქსიდია, მაგრამ 200°C-ზე და 1.5 მპა წნევაზე შედის რეაქციაში ნატრიუმის ტუტესთან ჭიანჭველმუავა ნატრიუმის წარმოქმნით:

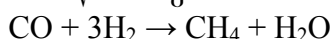


მიუხედავად ამისა, იგი არ შეიძლება ჩაითვალოს ჭიანჭველმუავას ანჰიდრიდად, რადგან წყალთან ურთიერთქმედებით არ წარმოქმნის აღნიშნულ მუავას და სხვა მუავა ოქსიდებისაგან განსხვავებით ტუტესთან რეაქციაში მხოლოდ განსაკუთრებულ პირობებში შედის.

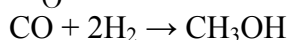
CO-ს ქიმიური თვისებები. CO მაღალ ტემპერატურაზე იწვის ცისფერი ალით დიდი რაოდენობით სითბოს გამოყოფით:



ნიკელის კატალიზატორის თანაობისას, 300°C-ზე და ატმოსფერულ წნევაზე CO-ს უერთდება წყალბადი მეთანის წარმოქმნით:

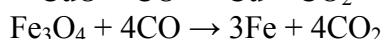
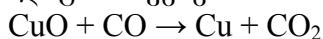


400°C და 10 მპა წნევაზე, კატალიზატორ ქრომ-თუთიის ოქსიდების თანაობისას მიიღება მეთილის სპირტი:

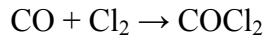


ამ რეაქციაში CO გვევლინება როგორც მუანგავი.

ნახშირბადის(II) ოქსიდი კარგი აღმდგენია, ის აღადგენს ბევრ მეტალს მათი ოქსიდებიდან. რის გამოც ფართოდ გამოიყენება პირომეტალურგიაში:

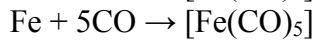
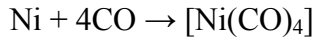


CO მზის სინათლეზე ან ულტრაიისფერი სხივებით დასხივებისას (ნახშირის, როგორც კატალიზატორის თანაობისას) უერთდება ქლორს და წარმოქმნის მომწამლავ აირს, ფოსგენს:



ფოსგენი ქიმიური იარაღის სახით გამოყენებულ იქნა პირველ მსოფლიო ომში. ამჟამად გამოიყენება პოლიკარბონატის, საღებავებისა და მთელი რიგი სხვა ნაერთების მისაღებად.

CO უერთდება d-გარდამავალ მეტალებს კარბონილური კომპლექსების წარმოქმნით, რაც მისი მოლეკულის დონორული თვისებით არის განპირობებული.



დონორული თვისების გარდა CO ამჟღავნებს აქცეპტორულ ბუნებასაც. ვაკანტურ ორბიტალებზე შეუძლია განათავსოს მეტალის d-ქვედონეზე არსებული სავალენტო ელექტრონები (π -დატიური ბმა). გამომდინარე აქედან, CO, როგორც σ -დონორული და π -აქცეპტორული ლიგანდი, გარდამავალ მეტალებთან წარმოქმნის კომპლექსებს.

ნახშირბად(IV) ოქსიდი (ნახშირბადის დიოქსიდი) უფერო, უსუნო აირია, ჰაერზე 1,5-ჯერ მძიმეა, ამიტომ მისი „გადასხმა“ შეიძლება ჭურჭლიდან ჭურჭელში. ნახშირბადის დიოქსიდი ბუნებაში წარმოიქმნება ცხოველებისა და მცენარეების სუნთქვისა და ნიადაგში ორგანული ნაშთების ხრწნის დროს.

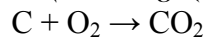
ოთახის ტემპერატურაზე და 60 ატმ. წნევაზე CO₂ თხევადდება. გათხევადებულ CO₂-ს ინახავენ ფოლადის ბალონებში და იყენებენ ცეცხლმაქრებში. მყარი ნახშირბადის დიოქსიდი ცნობილია „მშრალი ყინულის“ სახელწოდებით, რომელსაც იყენებენ გამაცივებლად. მშრალ ყინულს მოლეკულური სტრუქტურა აქვს. მისი აორთქლება ხდება თხევად მდგომარეობაში გადასვლის გარეშე.

ნახშირბადის დიოქსიდს გააჩნია ხაზოვანი აღნაგობა, რაც მიუთითებს ნახშირბადის ატომის sp-ჰიბრიდულ მდგომარეობაზე.

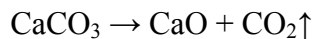
O=C=O მოლეკულაში ორმაგი ბმების არსებობა განაპირობებს თერმოდინამიკურ მდგრადობას. თითოეული ბმა, ნახშირბადსა და ჟანგბადს შორის, პოლარულია, მაგრამ მისი მოლეკულა მთლიანობაში არაპოლარულია; ბმების სიმეტრიული განლაგების გამო ჯამური დიპოლური მომენტი ნულის ტოლია.

მიღება:

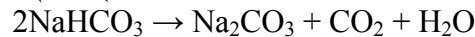
1. ჰაერში ან ჟანგბადში ნახშირბადის სრული წვით:



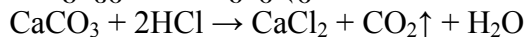
2. ზოგიერთი კარბონატის (მაგ., კალციუმის ან მაგნიუმის) თერმული დაშლით:



3. ჰიდროკარბონატების დაშლით:

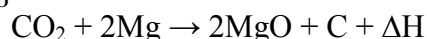


4. კარბონატებზე განზ. მჟავების მოქმედებით:

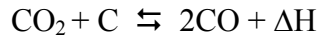


CO₂ დიდი რაოდენობით გახსნილია ზღვებისა და მდინარეების წყალში, მას შეიცავს საქართველოს მთელი რიგი მინერალური წყლები. CO₂ დიდი რაოდენობით გამოიყოფა ვულკანური ამოფრქვევის დროს.

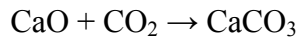
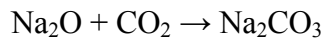
ქიმიური თვისებები: CO₂-ის მოლეკულა საკმაოდ მდგრადია, მის არეში წვა არ ხდება, მაგრამ ცეცხლმოკიდებული მაგნიუმი CO₂-ში წვას აგრძელებს მასში შემავალი ჟანგბადის ხარჯზე:



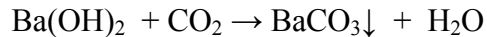
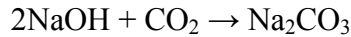
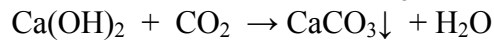
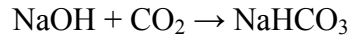
CO₂ მუანგავ თვისებას ავლენს აგრეთვე მაღალ ტემპერატურაზე ნახშირთან ურთიერთქმედებისას:



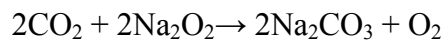
CO₂ მუავა ოქსიდია. ის ადვილად უერთდება ტუტე და ტუტემიწათა მეტალების ოქსიდებს:



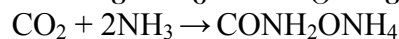
CO₂ ადვილად შედის რეაქციაში ტუტე და ტუტემიწათა მეტალების ჰიდროქსიდებთან:



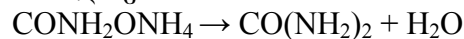
საინტერესოა CO₂-ის ურთიერთქმედება ტუტე მეტალების (მაგ., Na-ის) პეროქსიდებთან, რის შედეგადაც მოლეკულური ჟანგბადი გამოიყოფა. ამ რეაქციას (არაორგანული ფოტოსინთეზი) ჩაკეტილ სისტემებში ჟანგბადის რეგენერაციისათვის იყენებენ:



CO₂-ის ამიაკის წყალხსნართან ურთიერთქმედებისას მოლურ თანაფარდობის შესაბამისად მიიღება კარბონატი ან ჰიდროკარბონატი, ხოლო იგივე რეაქციის აირად ფაზაში ჩატარებისას (უწყლოდ) მიიღება არა ამონიუმის კარბონატი, არამედ ნაერთი, რომელსაც “ამონიუმის კარბამატს” უწოდებენ:



მისი 150°C-მდე (წნევის ქვეშ, ავტოკლავში) გახურებით მიიღება მნიშვნელოვანი აზოტიანი სასუქი – შარდოვანა:

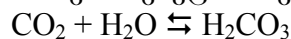


ეს ნაერთი ქიმიურ სინთეზებში, მაგ., აზოტშემცველი პოლიმერების – ამინპლასტების მისაღებადაც გამოიყენება.

კირიან წყალში [Ca(OH)₂-ის გამჭვირვალე წყალხსნარი] CO₂-ის გატარებისას წარმოიქმნება უხსნადი კალციუმის კარბონატი, ამიტომ ხსნარი იმღვრება. ეს რეაქცია CO₂-ის აღმოსაჩენად გამოიყენება. ჭარბი CO₂-ის გატარებისას სიმღვრივე ქრება უხსნადი კარბონატის ჰიდროკარბონატში გადასვლის გამო:



ოთახის ტემპერატურაზე 1 მოცულობა წყალში იხსნება დაახლოებით 1 მოცულობა CO₂, რის შედეგადაც წარმოიქმნება ნახშირმუავა, რომელიც მხოლოდ მისი წარმოქმნის მომენტში არსებობს. ეს რეაქცია შექცევადია:

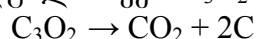


CO₂ გამოიყენება ცეცხლის ჩასაქრობად, მნიშვნელოვანი კარბონატების მისაღებად, მყარი CO₂ „მშრალი ყინულის” სახელწოდებით გამოიყენება, როგორც გამაცივებელი საშუალება.

C₃O₂ – სამნახშირბადის დიოქსიდი მიიღება მალონის მუავის დეჰიდრატაციით:

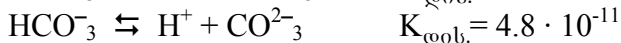
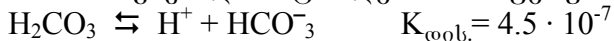


C₃O₂ უფერო, მხუთავი აირია, ადვილად თხევადდება. მის მოლეკულას წრფივი აღნაგობა აქვს. ნახშირბადის ატომები იმყოფება sp-ჰიბრიდულ მდგომარეობაში. O=C=C=C=O. C₃O₂ ხანგრძლივი შენახვით პოლიმერიზდება (C₃O₂)_n. მაღალ ტემპერატურაზე ადვილი აქვს C₃O₂-ის დისპროპორციონირებას:

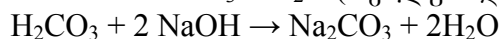
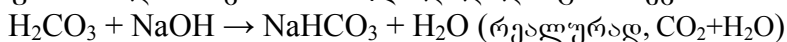


ნახშირმჟავა და მისი მარილები: ნახშირმჟავა სუსტი ელექტროლიტია. იგი ცნობილია მხოლოდ ხსნარის სახით. წყალხსნარში ნახშირბადის დიოქსიდი ძირითადად მოლეკულურ მდგომარეობაშია, ამიტომ წონასწორობა ძირითადად მარცხნივ არის გადახრილი. ნახშირმჟავა ორფუძიანი მჟავაა, ამიტომ გვაძლევს ორი ტიპის მარილებს. საშუალო მარილებს – კარბონატებს და მჟავა მარილებს – ჰიდროკარბონატებს.

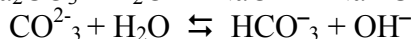
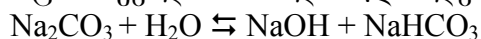
ნახშირმჟავა დისოცირდება 2 საფეხურად:



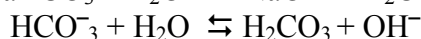
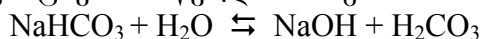
მეორე საფეხური მიმდინარეობს მხოლოდ დიდი განზავების პირობებში.



კარბონატებიდან წყალში მხოლოდ ტუტე მეტალებისა და ამონიუმის მარილები იხსნება, რომლებიც ამავე დროს ჰიდროლიზდებიან:

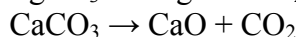
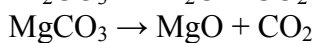
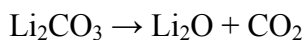


ჰიდროლიზის შედეგად მიიღება ტუტე გარემო. ტუტე გარემოს ტუტე მეტალთა ჰიდროკარბონატებიც ქმნის წყალხსნარებში:

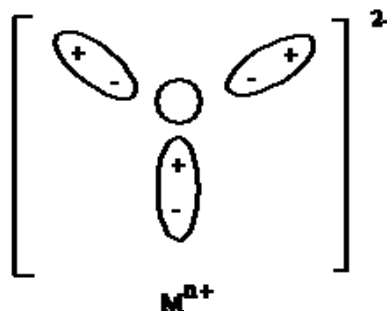


მხოლოდ ნაკლები ხარისხით, ვიდრე საშუალო მარილის შემთხვევაში.

ნახშირმჟავა სუსტ ფუძეებთან ხშირად ფუძე მარილებს წარმოქმნის. მაგ., მინერალი მალაქიტი $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$. ტუტე მეტალების კარბონატების გარდა (გამონაკლისია ლითიუმის კარბონატი) ყველა კარბონატი ძლიერი გახურებით თერმულ დისოციაციას განიცდის:

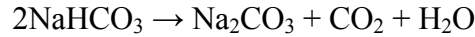


ტუტეშიწათა მეტალების კარბონატები კონტროლარიზაციის გამო (ნახ. 3) ტუტე მეტალთა კარბონატებთან შედარებით გაცილებით ადვილად იშლებიან, რადგან ტუტეშიწათა მეტალები წარმოქმნიან მცირე რადიუსის ორმუხტიან კატიონებს (ეს მოვლენა სხვა ოქსომჟავების მარილებისათვისაც არის დამახასიათებელი: ნიტრატები, სულფატები, პერქლორატები და ა.შ.), თუმცა კონტროლარიზაციასა და ნივთიერების თერმულ მდგრადობას შორის ყოველთვის არ არის მარტივი დამოკიდებულება. ზოგჯერ ნივთიერების დაშლის პროცესებზე ერთდროულად რამდენიმე ფაქტორი მოქმედებს. მაგალითად, ცეზიუმის კარბონატი, ტუტე მეტალების კარბონატებს შორის ყველაზე მდგრადი უნდა იყოს, რადგან Cs-ის ერთმუხტიანი კატიონი, დიდი რადიუსის გამო, ნაკლები მაპოლარიზებელი მოქმედებით ხასიათდება. თუმცა, ექსპერიმენტული მონაცემებიდან გამომდინარე, მისი დაშლის ტემპერატურა ლითიუმის კარბონატის დაშლის ტემპერატურაზეც კი უფრო დაბალია. ამის მიზეზი აღმოჩნდა ლითიუმის ოქსიდის ადვილად აქროლადობა.



ნახაზი 22. კონტროლარიზებული კარბონატ-იონი

ტუტე მეტალების ჰიდროკარბონატები მდგრადია და ისინი მხოლოდ გახურებით იშლებიან კარბონატების წარმოქმნით:

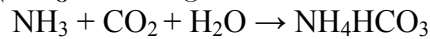


ტუტემიწათა მეტალების ჰიდროკარბონატები არამდგრადია. მათი წყალხსნარიდან გამოყოფა არ ხერხდება. ისინი მხოლოდ ხსნარებში არსებობენ. ასეთი ხსნარის 70°C-მდე გაცხელებაც საკმარისია დასაშლელად:



ეს რეაქცია ჩვეულებრივ პირობებშიც მიმდინარეობს ტუტემიწათა მეტალების ჰიდროკარბონატების წყალხსნარების აორთქლებისას.

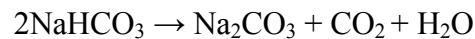
კარბონატებიდან დიდი მნიშვნელობა აქვს ნატრიუმის კარბონატს – სოდას. სოდას ღებულობენ ამიაკური (სოლვეის) მეთოდით – ნატრიუმის ქლორიდის ნაჯერ წყალხსნარში წნევის ქვეშ ამიაკისა და ნახშირორჟანგის გატარებით წარმოიქმნება ამონიუმის ჰიდროკარბონატი:



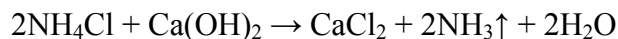
წარმოქმნილ ჰიდროკარბონატსა და NaCl-ს შორის დამყარდება წონასწორობა, ამ ოთხი მარილიდან შედარებით ნაკლები ხსნადობის გამო დაილეკება ნატრიუმის ჰიდროკარბონატი და წონასწორობა მარცხნიდან მარჯვნივ გადაიხრება:



რეაქცია ბოლომდე არ მიდის, რადგან ნატრიუმის ჰიდროკარბონატი მცირედ მაინც იხსნება წყალში. გამოყოფილ ჰიდროკარბონატს Na₂CO₃-ის მიღების მიზნით ახურებენ:



დარჩენილ ამონიუმის ქლორიდზე კირის მოქმედებით ღებულობენ ამიაკს და წარმოებაში აბრუნებენ:



სოდა კრისტალდება Na₂CO₃·10H₂O კრისტალჰიდრატის სახით (კრისტალური სოდა). სოდა გამოიყენება საპნის, მინის წარმოებაში და სხვა.

ნატრიუმის ჰიდროკარბონატი სასმელი სოდის სახელწოდებითაა ცნობილი.

ნახშირმჟავას მნიშვნელოვანი მარილია K₂CO₃ – პოტაში, რომელიც გამოიყენება სასუქად. იგი შედის მცენარეთა ნაცრის შემადგენლობაში. მისი მიღება სოლვეის ხერხით არ ხერხდება წყალში კარგად ხსნადობის გამო.

ბუნებაში ფართოდ არის გავრცელებული კალციუმის კარბონატი CaCO₃, რომელიც გვხვდება კირქვის, ცარცისა და მარმარილოს სახით. მას შეიცავს აგრეთვე მარგალიტი.

კარბონატების აღმომჩენი რეაქციაა განზავებული მარილმჟავას ან გოგირდმჟავას ურთიერთქმედებისას დამახასიათებელი „ღუღილი“ CO₂-ის ინტენსიური გამოყოფის გამო, რომლის იდენტიფიკაციაც შესაძლებელია კირიანი წყლით:



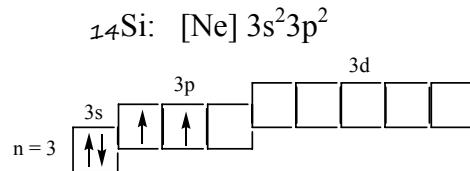
ნახშირბადის ნაერთებიდან აღსანიშნავია აირები: დიციანი [(CN)₂] და ციანწყალბადი. დიციანის ჰიდროლიზით მიიღება მჟაუნმჟავა HOOC–COOH.

ციანწყალბადის წყალხსნარი ციანწყალბადმჟავაა (HCN). ის სუსტი მჟავაა. მის მარილებს ციანიდები ეწოდება. ციანწყალბადმჟავა და მისი მარილები ძლიერი საწამლავებია. ციანიდები გამოიყენებიან სხვადასხვა სინთეზებში, ოქროს წარმოებაში. ძალიან ბევრი მეტალისათვის არის ცნობილი ციანიდური კომპლექსები, რომლებიც განსაკუთრებული მდგრადობით გამოირჩევიან. ასეთია, სპილენძის, ვერცხლის, ოქროს ციანიდური კომპლექსები K[Cu(CN)₂], K[Ag(CN)₂], K[Au(CN)₂]. აგრეთვე ცნობილია რკინის ციანიდური კომპლექსები – სისხლის ყვითელი K₄[Fe(CN)₆] და წითელი მარილები K₃[Fe(CN)₆] და ა.შ.

5.1. სილიციუმი

სილიციუმი IVA ჯგუფის ელემენტია. ის აღმოაჩინა შვედმა მეცნიერმა ა. ბერცელიუსმა 1824 წელს. სილიციუმი არაორგანულ ქიმიაში დაახლოებით ისეთივე როლს თამაშობს, როგორსაც ნახშირბადი ორგანულ ქიმიაში. დედამიწის ქერქის წარმომქმნელი მთის ქანების შემადგენელი მინერალები ძირითადად სილიკატურია. ბუნებრივი სილიციუმი სამი სტაბილური იზოტოპის სახით არის ცნობილი: ^{28}Si (92,27%), ^{29}Si (4,68%) და ^{30}Si (3,05 %).

სილიციუმის ატომის გარე გარსის ელექტრონული კონფიგურაცია შემდეგი სქემით გამოისახება:



მიუხედავად მსგავსებისა (ns^2np^2), მისი, როგორც III პერიოდის ელემენტის ელექტრონული სტრუქტურა განსხვავდება ნახშირბადისაგან გარე შრეში ვაკანტური d-ორბიტალების არსებობით, რაც მას კომპლექსწარმოქმნის უნარსა და ნახშირბადისაგან განსხვავებულ ბევრ სხვა თვისებას ანიჭებს. სილიციუმი, ნახშირბადთან შედარებით, ხასიათდება ატომის შედარებით უფრო დიდი რადიუსით, შესაბამისად იონიზაციის ნაკლები ენერგიით და მნიშვნელოვნად დაბალი ელექტროუარყოფითობით.

სილიციუმის ატომის აღნაგობის სპეციფიკა განაპირობებს მისი ქიმიური ბმის ენერგიების მნიშვნელობების განსხვავებას ნახშირბადის ატომთან დაკავშირებული იგივე ატომების ანალოგიურ მახასათებლებთან შედარებით.

სილიციუმისათვის sp და sp^2 ჰიბრიდული მდგომარეობები არამდგრადია, ამიტომ შესაბამისი ქიმიური სტრუქტურის ნაერთების წარმოქმნა ნაკლებად სააღბათოა (თუმცა, აქვე უნდა შევნიშნოთ, რომ გარკვეულ, სპეციფიკურ პირობებში, მოხერხდა sp^2 ჰიბრიდულ მდგომარეობაში მყოფი სილიციუმის ატომის შემცველი ელემენტორგანული ნაერთების (ნაერთები E-Si ბმებით) დასინთეზება.

ცხრილი 10.

ქიმიური ბმა	ბმის ენერგია, კჯ/მოლი	ქიმიური ბმა	ბმის ენერგია, კჯ/მოლი
Si-H	319-320	C-H	415-420
Si-N	330-350	C-N	206-210
Si-O	445-450	C-O	360-370
Si-F	567-570	C-F	487
Si-Cl	382	C-Cl	340

სილიციუმის ატომის უანგვითი რიცხვი ნაერთებში -4 (მეტალთა სილიციდები, მაგ., Mg_2Si და სხვ.) და +4-ია (SiF_4 , SiCl_4 , SiH_4 და ა.შ.), ხოლო მისი მაქსიმალური კოორდინაციული რიცხვი 6-ია, ყველაზე დამახასიათებელი კი - 4.

მარტივი ნივთიერების სახით ცნობილია სილიციუმის რამდენიმე მოდიფიკაცია, რომელთა შორის ყველაზე მდგრადია აღმასის მსგავსი (კუბური). აღმასის მსგავსად ისიც ძნელად ღებობადია (1415°C), გამოირჩევა დიდი სიმკვრივით. Si-Si ბმების წარმომქმნელი ელექტრონების ნაწილობრივი დელოკალიზაციის გამო ეს მოდიფიკაცია მუქი ნაცრისფერია და ახასიათებს მეტალური ბზინვა. მაღალი სისუფთავის სილიციუმის კრისტალებს ძალზე მცირე ელექტროგამტარობა აქვს. მისი ელექტროგამტარობა იზრდება სილიციუმის სტრუქტურაში დეფექტების არსებობისას. აღმასის მსგავსი კუბური სტრუქტურის სილიციუმი ოთახის ტემპერატურაზე ნახევარგამტარია.

სილიციუმი ბუნებაში ძირითადად SiO₂-ის (კაჟმიწის) სახით არის გავრცელებული. კაჟმიწა კი ბუნებაში უფრო ხშირად კვარცის სახით გვხვდება. ცნობილია ასევე მისი განსხვავებული კრისტალური ფორმები: კრისტაბალიტი და ტრიდიმიტი. ჩვეულებრივ პირობებში მდგრად ფორმას წარმოადგენს α-კვარცი, სხვა ფორმები კი იმავე პირობებში მეტასტაბილურია. 870°C-მდე მდგრადია კვარცი, ტრიდიმიტი – 870-1470°C-მდე, ხოლო კრისტაბალიტი 1470°C ზემოთ.

კაჟმიწის სხვადასხვა სახეობები ერთმანეთისაგან $\text{Si}-\text{O}-\text{Si}$ კუთხეებით და Si-O ბმის სიგრძეებით განსხვავდება.



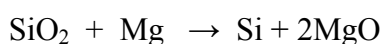
ნახაზი 23. მთის ბროლი და ბოლისფერი ტოპაზი

კვარცი ბუნებაში ხშირად გავრცელებულია საკმაოდ კარგად ფორმირებული კრისტალების სახით, რომლებიც ზოგჯერ მნიშვნელოვნად დიდი ზომისაა. კვარცის ასეთ ბუნებრივ სახეობებს განსაკუთრებული სახელები ჰქვია: გამჭვირვალე უფერო კრისტალებს მთის ბროლს უწოდებენ, იისფერს – ამეთვისტოს, მუქ ყავისფერს – ბოლისფერ ტოპაზს და ა.შ. ისინი ძვირფას და ნახევრად ძვირფას ქვებს წარმოადგენენ. წვრილკრისტალურ მინარევებიან კვარცს აგატს უწოდებენ.

დედამიწის ქერქის შემადგენელი მთის ქანები ძირითადად სილიკატებისა და ალუმინსილიკატებისაგან შედგება. ბუნებრივი სილიკატები შეიძლება განვიხილოთ, როგორც პოლისილიციუმის მუავების პროტონთა ამა თუ იმ მეტალით ნაწილობრივი ან სრული ჩანაცვლების პროდუქტები. განსაკუთრებით მნიშვნელოვანია ალუმინსილიკატები, რომელთა ანიონები სილიციუმთან ერთად ალუმინსაც შეიცავენ მათზე მოდის დედამიწის ქერქის მასის ნახევარზე მეტი. მნიშვნელოვანი ალუმინსილიკატებია: კაოლინი Al₂O₃·2SiO₂·2H₂O, მინდვრის შპატი K₂O·Al₂O₃·6SiO₂, ნეფელინები – Na₂O·Al₂O₃·2SiO₂ და K₂O·Al₂O₃·2SiO₂ და ა.შ.

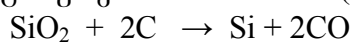
მიღების მეთოდები:

ა) ტექნიკური სილიციუმი მიიღება სილიციუმ(IV) ოქსიდზე მაგნიუმის მოქმედებით:



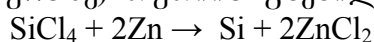
ამ მეთოდის ნაკლია თანამდე პროდუქტის სახით Mg₂Si-ის წარმოქმნა.

სილიციუმ(IV) ოქსიდის გახურება ნახშირთან (კოქსთან):

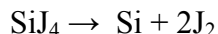
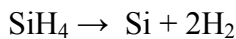


რეაქციის თანამდე პროდუქტის სახით წარმოიქმნება სილიციუმის კარბიდი – კარბორუნდი (SiC).

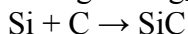
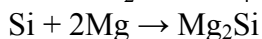
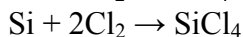
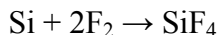
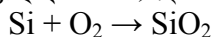
ბ) ქიმიურად სუფთა სილიციუმი მიიღება ტეტრაქლორსილიციუმის ორთქლის (მაღალ ტემპერატურაზე) თუთიის ფხვნილზე გატარებით:



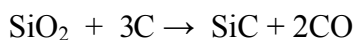
სილანის და ტეტრაიოდსილანის თერმული დაშლით:



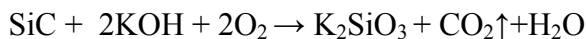
ქიმიური თვისებები: ჩვეულებრივ პირობებში სილიციუმი ქიმიურად საკმაოდ ინერტულია. ოთახის ტემპერატურაზე ის უერთდება მხოლოდ ფთორს. მაღალ ტემპერატურაზე ენერგიულად უერთდება ჟანგბადს (600°C), ქლორს (400°C), ნახშირბადს (2000°C), მაგნიუმს (შეღებობით) და ა.შ.:



კარბორუნდი წარმოიქმნება აგრეთვე სილიციუმის დიოქსიდისა და კოქსის მოცემული თანაფარდობის ნარევის გაცხელებისას:

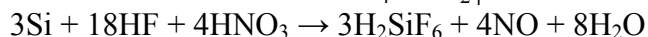
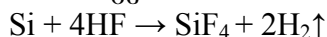


სუფთა კარბორუნდი უფერო, ძალზე მაგარი კრისტალური ნივთიერებაა. ტექნიკური კარბორუნდი მუქი ნაცრისფერია. იშლება ტუტეების მოქმედებით მუანგაგების თანაობისას:

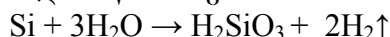


კარბორუნდის ბაზაზე აწარმოებენ მრავალგვარ მდგრად, ცეცხლგამძლე მასალას (საშლიფავი საშუალებები, არაცვეთადი პლატფორმის ფილები, ღუმელების ამოსაგები ცეცხლგამძლე ფილები და სხვ.) სილიციუმის და კარბორუნდის ფხვნილების ბაზაზე ამზადებენ ღეროებს ელექტრო-ღუმელებისათვის და სხვ.

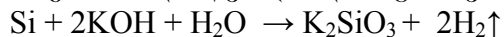
სილიციუმი მდგრადია ბევრი მინერალური მჟავის მოქმედების მიმართ, მაგრამ გაცხელებისას ურთიერთქმედებს საშუალო სიძლიერის ფთორწყალბად-მჟავასთან, აგრეთვე HF და HNO_3 ნარევთან:



სილიციუმზე მაღალ ტემპერატურაზე მოქმედებს წყლის ორთქლი მეტა-სილიციუმმჟავასა და წყალბადის წარმოქმნით:



სილიციუმი ენერგიულად მოქმედებს ტუტეების წყალხსნარებთან შესაბამისი სილიკატების წარმოქმნით და წყალბადის გამოყოფით:

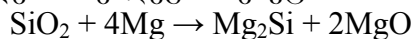


სილიციუმი იხსნება გამლღვალ მეტალებში. ის გამოიყენება ნახევარ-გამტარულ ტექნოლოგიაში, ფოლადის წარმოებაში (სილიციუმის რკინასთან შენადლობის – ფეროსილიციუმის სახით), ანტიკოროზიული შენადნობების მისაღებად და სხვ.

სილიციუმი, როგორც ნახევარგამტარი, გამოიყენება ფოტოელემენტებში, მზის ბატარეების დასამზადებლად, რადიო- და კოსმოსურ აპარატურაში და სხვ.

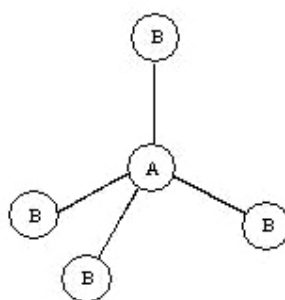
სილიციუმის ნაერთები 4 ჟანგვითი რიცხვით. მეტალთა სილიციდები: მეტალთა სილიციდები მაღალ ტემპერატურაზე (ინერტულ არეში) სილიციუმის მეტალებთან ურთიერთქმედებით მიიღება. ტუტე და ტუტემიწათა მეტალთა სილიციდები ქიმიურად აქტიურ ნაერთებს წარმოადგენენ. ისინი შედარებით ადვილად იშლებიან წყლით და მინერალური მჟავებით სილიციდებს ამზადებენ სილიციუმის სხვადასხვა შემცველობით. რაც უფრო მაღალია სილიციუმის შემცველობა, მით მეტია წარმოქმნილი სილიციდების მჟავა და ტუტემედევობა.

სილიციდებიდან განსაკუთრებით ფართოდ გამოიყენება რკინის სილიციდი – ფეროსილიციუმი (ფოლადის წარმოებაში), მოლიბდენის სილიციდი (ელექტროდუმელების გამახურებლად), მაგნიუმის სილიციდი (Mg_2Si – სილანის მისაღებად), რომელიც მიიღება შემდეგი რეაქციით:



სილიციუმის ნაერთები +4 ჟანგვითი რიცხვით: სილიციუმის ატომს +4 ჟანგვითი რიცხვით შეიცავს როგორც ბევრი ბუნებრივი ნაერთი (კაუმიწა, სილიკატები, ალუმინსილიკატები და სხვ.), ისე სინთეზური ნაერთები (SiH_4 - აირი, SiF_4 - აირი, $SiCl_4$ - სითხე, $SiBr_4$ - სითხე, SiI_4 , SiS_2 , Si_3N_4 , SiC – მყარი ნაერთები). მათგან სილანისა (SiH_4) და ჰალოგენსილანების (SiX_4 , X – ჰალოგენის ატომია) გარდა ყველა პოლიმერული ნაერთია. ამ ნაერთების წარმოქმნაში ნახშირბადის ანალოგიური ნაერთების მსგავსად, სილიციუმის ოთხივე სავალენტო ელექტრონი (s^2p^2) მონაწილეობს, თუმცა მათ განსხვავებული სტრუქტურები გააჩნიათ.

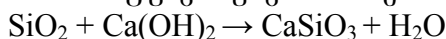
ტეტრაედრული სტრუქტურა (ნახაზი 24) შეესაბამება ნაერთებს 4 კოორდინაციული რიცხვით.



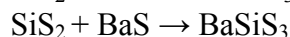
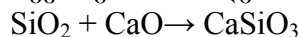
ნახაზი 24. სილიციუმჰალოგენიდისა და სილანის ტეტრაედრული მოდელი (A-სილიციუმის ატომია, B – ჰეტეროატომი H, Hal)

ასევე ტეტრაედრული აღნაგობა აქვთ სილიციუმის ბინარული ნაერთების შესაბამის კოორდინაციულ ანიონებს, მაგ., SiO_3^{2-} , SiS_3^{2-} და სხვ., რომელთაც ნახშირბადის ანალოგიური ნაერთებისაგან განსხვავებით პოლიმერული სტრუქტურა ახასიათებთ. ქიმიურად აქტიური და ადვილად ღებობადი ან აქროლადი ბინარული მონომერული ნაერთებისაგან განსხვავებით სილიციუმის პოლიმერული ნაერთები ქიმიურად მდგრადი, მტკიცე მაღალღებობადი ნაერთებია, რაც დაკავშირებული უნდა იყოს მათ მიერ მდგრადი კოორდინაციული მესრის წარმოქმნასთან (მაგ., SiO_2 , SiC , ალუმინსილიკატები, სილიკატები).

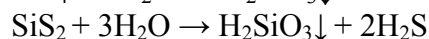
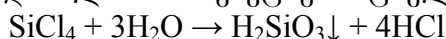
სილიციუმ(IV)-ის ბინარული ნაერთები (დიოქსიდი, სილანები, ჰალოგენსილანები, SiS_2 და ა.შ.) მუავა ბუნების ნაერთებია. ხსნარებში ან შეღებობით ისინი მოქმედებენ ტუტეებთან ან ფუძე ბუნების სხვა ნაერთებთან:



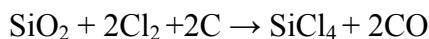
ქვითკირის მიღება



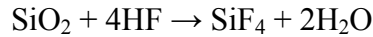
მათი მუავა ბუნება ჰიდროლიზის რეაქციებშიც ვლინდება:



როგორც აღვნიშნეთ, სილიციუმის ტეტრაჰალოგენიდების მიღება პირდაპირი ურთიერთქმედებით შეიძლება, მაგრამ პრაქტიკულად მათ SiO_2 -გან ღებულობენ. მაგ., $SiCl_4$ ღებულობენ SiO_2 -სა და ნახშირის გახურებულ ნარევეზე ქლორის მოქმედებით:

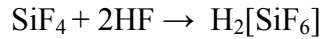


სილიციუმის ტეტრაფთორიდი კი SiO_2 -ზე უშუალოდ HF-ის ურთიერთქმედებით მიიღება:

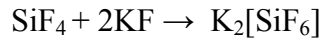


(SiO₂ ყველა სხვა მჟავა ოქსიდისაგან განსხვავებით რეაქციაში შედის HF-თან). ეს რეაქცია გამოიყენება მინაზე წარწერების გასაკეთებლად.

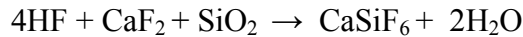
ჭარბი თხევადი HF-ის მოქმედებისას რეაქცია გრძელდება კომპლექსური მჟავას წარმოქმნით:



H₂[SiF₆] – ძლიერი მჟავაა (თავისუფალ მდგომარეობაში გამოყოფილი არ არის). მისი [SiF₆]²⁻ ანიონი წყალხსნარში მდგრადია. ამ მჟავის მარილები – ფთოროსილიკატები SiF₄-ის ტუტე მეტალთა ფთორიდებთან ურთიერთქმედებით მიიღება:

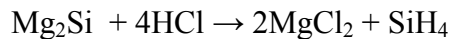


მეტალთა ფთოროსილიკატების მიღება პირდაპირ SiO₂-დანაც შეიძლება შემდეგი რეაქციით:

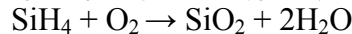


სილიციუმის ტეტრაფთორიდი და ფთოროსილიკატები საწამლავეებია!

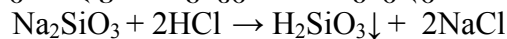
სილიციუმი, ნახშირბადისგან განსხვავებით, წყალბადთან უშუალოდ არ ურთიერთქმედებს, მაგრამ მისი ნაერთები არსებობს და ისინი არაპირდაპირი გზით მიიღებიან. მათი შედგენილობა გამოისახება ზოგადი ფორმულით Si_nH_{2n+2}. უმარტივესი სილანი (მონოსილანი) SiH₄ მიიღება მაგნიუმის სილიციდზე მარილ-მჟავას მოქმედებით:



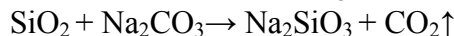
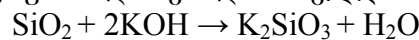
რამდენადაც Si-Si და Si-H გაცილებით სუსტია, ვიდრე C-C და C-H ბმები, ამიტომ სილანები გაცილებით რეაქციისუნარიანები არიან ნახშირწყალბადებთან შედარებით, ბევრი მათგანი ჰაერზე თვითაალებადია:



სილიციუმმჟავები და მათი მარილები. სილიკატები, ხსნადი მინა. წარმოდგენა სილიკატურ წარმოებაზე. მჭიდრი მასალები: სილიციუმმჟავების ზოგადი ფორმულაა nSiO₂•mH₂O. თავისუფალ მდგომარეობაში გამოყოფენ მეტასილიციუმმჟავას – H₂SiO₃. მის მარილებს სილიკატები ეწოდება. SiO₂ შესაბამისი მჟავა ოქსიდია. მეტასილიციუმმჟავა მიიღება (სტაბილიზატორების თანაობისას არსებობს ზოლის სახით) ხსნად სილიკატებზე (ნატრიუმის და კალიუმის სილიკატები) მინერალური მჟავების მოქმედებით:



მეტასილიციუმმჟავას ფრთხილი გახურებით წარმოიქმნება ფოროვანი SiO₂ ე.წ. სილიკაგელი, რომელიც გამოიყენება სვეტის და თხელფენოვან ქრომატოგრაფიაში. ხსნად სილიკატებს (ტუტე მეტალთა სილიკატები, წყალხსნარებში ჰიდროლიზდებიან და აქვთ ტუტე რეაქცია) მინასთან მათი მსგავსების გამო ხსნად მინებს უწოდებენ. ხსნადი სილიკატები სილიკატური წებოს დასამზადებლად გამოიყენება. ეს წებო მართალია ჰიდროფილურია, მაგრამ მაღალი თერმომდგრადობით გამოირჩევა, რაც მისი სტრუქტურით და Si-O ბმის მაღალი თერმომდგრადობით არის განპირობებული. ხსნადი მინები შესაბამის ტუტეებთან და კარბონატებთან სილიციუმის დიოქსიდის შელღობით მიიღება:

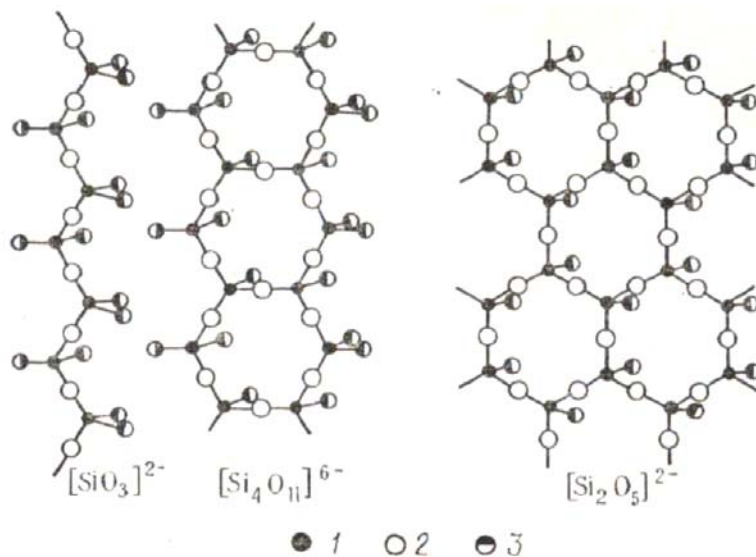


(ეს რეაქცია საფუძვლად უდევს მინის წარმოებას)

სილიკატები გამოირჩევა მრავალფეროვნებით. მათ რთული აღნაგობა აქვთ.

როგორც SiO₂⁻ის, ისე ოქსოსილიკატების სტრუქტურულ ერთეულს წარმოადგენს SiO₄⁻ის ტეტრაედრული სტრუქტურული რგოლი, რომელიც სამი სხვადასხვა ფორმით შეიძლება არსებობდეს, რაც სილიკატების მრავალფეროვნებას განაპირობებს. ისინი წარმოქმნიან სხვადასხვა ზემოლექულოურ

სტრუქტურებს – ჯაჭვებს, ლენტებს და შრეებს, რომლებიც მათ შორის განლაგებული კატიონებით არიან შეკავშირებული (პოლიოქსოსილიკატების სტრუქტურების მოდელები, ნახ. 25). ოქსოსილიკატების დიდი უმრავლესობა წყალში უხსნადია.



ნახაზი 25. პოლიოქსოსილიკატების სტრუქტურების მოდელები

სილიკატების ბაზაზე განვითარებულია სილიკატური წარმოება. ცნობილია სილიკატური წარმოების სამი ძირითადი ტიპი:

- მინის წარმოება;
- ცემენტის წარმოება;
- კერამიკული წარმოება (“კერამონ” ბერძნულად თიხას ნიშნავს).

ამ უკანასკნელის ბაზაზე, გარდა საყოფაცხოვრებო დანიშნულების ნაკეთობების წარმოებისა, დაფუძნებულია მონოლითური საშენი და მოსაპირკეთებელი მასალების წარმოება. მინის ბოჭკოს შერწყმით სხვადასხვა ორგანულ ფისებთან ამზადებენ მაღალმდგრად და მტკიცე მინაპლასტიკებს.

ამჟამად კვლავ დიდი ყურადღება ექცევა როგორც სინთეზური, ისე მოდიფიცირებული ცეოლითების გამოყენებას, განსაკუთრებით მაღალეფექტური კატალიზატორების და ფოროვანი მასალების დასამზადებლად.

ცალკე შესწავლის საგანს წარმოადგენს სილიციუმორგანული ნაერთები, რომელიც მეტალორგანული ქიმიის კურსში განიხილება.

სიტალები: მინაკრისტალური ნაერთებია. ისინი მიიღებიან გამლღვალ მინის გარკვეულ პირობებში გაცივებით, როდესაც გამლღვალ მინაში შეყავთ გარკვეული დანამატები, რომლებიც აჩქარებენ კრისტალიზაციის პროცესს და წარმართავენ მინის ხარშვას განსაზღვრულ რეჟიმში. შედეგად წარმოიქმნება პირველადი წვრილი კრისტალები, რომლებიც შეკავშირებული არიან დაუკრისტალელები მინის თხელი აპსკით. სიტალები ხასიათდებიან მაღალი მდგრადობით, სიმტკიცით, ქიმიური და თერმომდგრადობით, დაბალი ელექტროგამტარობით. ისინი კარგი იზოლატორებია. მათ იყენებენ იაფი და გამძლე სამშენებლო მასალების დასამზადებლად.

5.2. გერმანიუმის ქვეჯგუფი

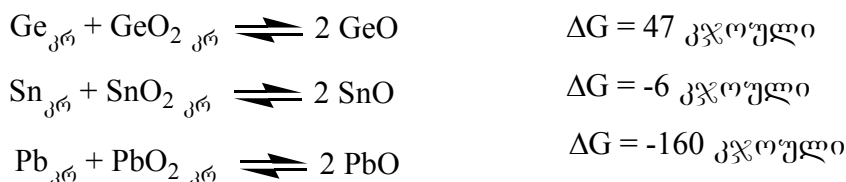
გერმანიუმის ქვეჯგუფი აერთიანებს ელემენტებს: გერმანიუმი (Ge), კალა (Sn), ტყვია (Pb), რომლებიც სრული ელექტრონული ანალოგებია. მათი გარე გარსის ელექტრონული კონფიგურაციაა: ns^2np^2 . IVA ჯგუფი პერიოდულ სისტემაში იწყება ნახშირბადით, რომელიც ტიპური არამეტალია, შემდეგ მოდის სილიციუმი, რომელიც ფაქტიურად არამეტალია, გერმანიუმი შეიძლება მიეკუთვნოს მეტალსაც და არამეტალსაც, მასში ორივე ტიპის დამახასიათებელი თვისებები დაახლოებით თანაბრად არის წარმოდგენილი. კალა და ტყვია კი მეტალეზებია. როგორც ვხედავთ, ერთსა და იმავე ჯგუფში თვისებებით ერთმანეთისაგან მნიშვნელოვნად განსხვავებული ელემენტებია მოთავსებული. ფაქტიურად, გერმანიუმი უკვე ავლენს მეტალურ თვისებებს, რომელიც მომდევნო ელემენტებში ძლიერდება. აღნიშნული მიმართულებით იზრდება ატომის რადიუსი და შესაბამისად მცირდება იონიზაციის ენერგია:

ცხრილი 11

ელემენტი	ატომის რადიუსები, ნმ	იონიზაციის ენერგია, ევ
Ge	139	7,90
Sn	155	7,34
Pb	175	7,42

ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად s-ელექტრონების როლი ქიმიური ბმების წარმოქმნაში მცირდება. თუ გერმანიუმისათვის უფრო მეტად (+4) უანგვი-თი რიცხვია დამახასიათებელი, ტყვიისათვის – (+2). კალას ნაერთებში ეს განსხვავება შედარებით ნაკლებად ვლინდება, თუმცა კალას (+4) უანგვი-თი რიცხვის მქონე ნაერთები უფრო მდგრადია.

თვისებათა ცვლილების აღნიშნული ხასიათი შესაბამისობაშია ქვემოთ მოცემული დისპროპორციონირების რეაქციებისათვის განსაზღვრულ ΔG -ის მნიშვნელობებს:



აქედან გამომდინარე, პირველი პროცესი უნდა წარიმართოს მარჯვნიდან მარცხნივ, რაც იმას ნიშნავს, რომ GeO_2 უფრო მდგრადია, ვიდრე GeO . მესამე რეაქცია კი, პირიქით, მარცხნიდან მარჯვნივ მიმდინარეობს. ე.ი. PbO , PbO_2 -ზე უფრო მდგრადია.

გავრცელება ბუნებაში: როგორც ცნობილია, გერმანიუმის, როგორც ელემენტის არსებობა 1871 წელს იწინასწარმეტყველა დ. მენდელეევიმ, აღწერა მისი ფიზიკური და ქიმიური თვისებები და მას ეკასილიციუმი უწოდა. 1885 წელს გერმანელმა მეცნიერმა კ. ვინკლერმა ვერცხლის მადანში ახალი ალემენტი აღმოაჩინა, რომელსაც ეკასილიციუმის თვისებები ჰქონდა. ვინკლერმა ამ ელემენტს გერმანიუმი უწოდა.

გერმანიუმი განბნეული ელემენტია. ცალკე საბადოებს არ ქმნის. ის ახლავს ბუნებრივ სულფიდურ და სილიკატურ მადნებს.

კალა არ არის ფართოდ გავრცელებული ელემენტი. მისი შემცველობა დედამიწის ქერქში 0,04%-ს შეადგენს, მაგრამ კალა მისი სპილენძთან შენადნობის სახით (ბრინჯაო – 10% Sn, 90% Cu) უხსოვარი დროიდან არის ადამიანებისთვის ცნობილი, ამის მიზეზია მადნიდან მისი მიღების სიადვილე

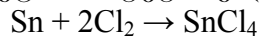
(ადვილად ღლეება). კალას ყველაზე მნიშვნელოვანი მინერალია კალაქვა (SnO_2), საიდანაც მას ნახშირით აღდგენით ღებულობენ.

ტყვიის შემცველობა დედამიწის ქერქში დაახლოებით 0,0016%-ს (მასით) შეადგენს. მისი ყველაზე მნიშვნელოვანი მინერალია ტყვიის კრიალა PbS . ტყვია, როგორც ურანისა და თორიუმის რადიოაქტიური დაშლის საბოლოო პროდუქტი, შედის ურანისა და თორიუმის მინერალებში.

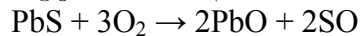
მიღების მეთოდები:

გერმანიუმის ქვეჯგუფის ელემენტებს ძირითადად ოქსიდების აღდგენით ღებულობენ. გერმანიუმის ბუნებრივი ნაერთები გადაყავთ GeO_2 -ში, რომელსაც წყალბადით აღადგენენ.

კალას ღებულობენ კალაქვის (SnO_2) ნახშირით აღდგენით. დიდი პრაქტიკული მნიშვნელობა აქვს კალის რეგენერაციას; ამ მიზნით «თეთრი თუნუქის» ჩამონატრებს (ანოდი), რომლებიც 2-3% კალას შეიცავს, ჩაუშვებენ ნატრიუმის ტუტის ხსნარში და ელექტროლიზით კათოდზე გამოლექავენ სუფთა კალას ან კალის ქლორიდის მისაღებად მას ქლორით ამუშავებენ, ქლორი რკინაზე ადვილად კალასთან შედის რეაქციაში ტეტრაქლორიდის წარმოქმნით:



გალენიტიდან (PbS) ტყვიის მიღება რამდენიმე საფეხურად მიმდინარეობს. პირველი მეტალურგიული პროცესია PbS -დან PbO -ს მიღება:



მიღებულ PbO -ს კოქსთან აცხელებენ, რის შედეგადაც მიღებული ტყვია მრავალი მეტალის მინარევს შეიცავს და საჭიროებს შემდგომ გასუფთავებას.

ფიზიკური თვისებები: კომპაქტურ მდგომარეობაში გერმანიუმი მოვერცხლისფრო-თეთრია, გარეგნულად მეტალს ჰგავს, მაგრამ ალმასის მსგავსი სტრუქტურა აქვს, თუმცა ნახშირბადთან შედარებით ატომის დიდი რადიუსის გამო სიმაგრით ალმასს მნიშვნელოვნად ჩამორჩება. გერმანიუმი ნახევარგამტარია. β -კალა და ტყვია მეტალებია და ახასიათებთ მეტალური გამტარობა.

ჩვეულებრივ პირობებში კალა არსებობს β -მოდდიფიკაციის სახით. თეთრი კალა მდგრადია 14°C -ის ზევით. ის მოვერცხლისფრო-თეთრი მეტალია ატომთა ოქტაედრული კოორდინაციით. გაცივებისას თეთრი კალა გადადის α -მოდდიფიკაციაში (რუხი კალა). β -ფორმის α -ფორმაში გადასვლას ახლავს მოცულობის ზრდა და სიმკვრივის შეცირება, ამიტომ კალა ხდება ფხვნილისებრი (რუხი კალა).

ნაცრისფერ მდგომარეობაში გადასვლისას კალისაგან დამზადებული საგნები მთლიანად იშლება. ეს პროცესი ტემპერატურის შემცირებით ჩქარდება. მაქსიმალურ სიჩქარეს გადასვლა -48°C -ზე აღწევს. თეთრი კალის ნაცრისფერში გადასვლას აჩქარებს ნაცრისფერ კალასთან შეხება. ამ დროს გარდაქმნა ვრცელდება კალისგან დამზადებულ მთელ ნაკეთობაზე, აქედან გამომდინარე, ამ მოვლენას “კალის ჭირს” უწოდებენ.

(1912 წელს სამხრეთ პოლუსისკენ მიმავალი ექსპედიცია დაიღუპა იმის გამო, რომ დაიშალა თხევადი საწვავით სავსე ჭურჭლები, რომელთა კედლები ერთმანეთთან სუფთა კალით იყო მირჩილული).

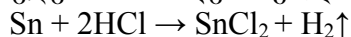
ტყვია მონაცრისფრო-თეთრი მეტალია, სუფთა ტყვია რბილია. ტყვიას, როგორც მეტალს, წახნაგცენტრირებული კუბური სტრუქტურა აქვს. გერმანიუმი და სილიციუმი ერთმანეთში განუსაზღვრელად იხსნებიან. Ge , Sn და Pb განსაზღვრულ ფარგლებში მყარ ხსნარებს წარმოქმნიან.

ქიმიური თვისებები:

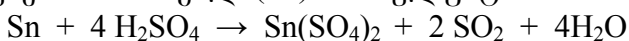
გერმანიუმის ქვეჯგუფის ელემენტების განსხვავებული ქიმიური ბუნება კარგად ჩანს მუავებთან მათ დამოკიდებულებაში. მეტალთა ელექტროქიმიური ძაბვის მწკრივში გერმანიუმი წყალბადის შემდეგ არის მოთავსებული, კალა და

ტყვია კი უშუალოდ წყალბადის წინ. ამიტომ გერმანიუმზე მარილმჟავა და განზ. გოგირდმჟავა არ მოქმედებს, მაგრამ აღნიშნული მჟავები არც ტყვიაზე მოქმედებენ. ამის მიზეზია მიღებული მარილების $PbCl_2$ და $PbSO_4$ -ის წყალში პრაქტიკულად უხსნადობა.

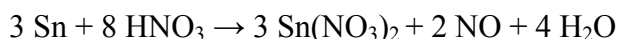
კალაზე მარილმჟავა და განზ. გოგირდმჟავა ძალიან ნელა მოქმედებს. ამ მჟავების კონც. ხსნარები, განსაკუთრებით გაცხელებისას, კარგად ხსნიან კალას, მაგ., მარილმჟავას მოქმედებით მიიღება კალა(II)-ის ქლორიდი:



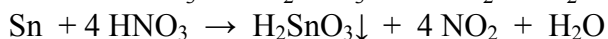
ხოლო გოგირდმჟავასთან – კალა(IV)-ის სულფატი:



როგორც მეტალი, კალა განზ. აზოტმჟავასთანაც მარილს [კალა(II)-ის ნიტრატს] წარმოქმნის:



გერმანიუმი და კალა კონც. აზოტმჟავას მჟავებში გადაჰყავს:

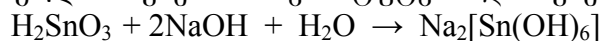


β-კალას მჟავა მიიღება თეთრი ნალექის სახით. ის არ იხსნება არც მჟავაში და არც ტუტეში.

კალა(IV)-ის ჰიდროქსიდები, რომლებსაც კალას მჟავებს უწოდებენ, ცნობილია ორი მოდიფიკაციის სახით – α-კალა და β-კალას მჟავა. α-კალას მჟავა მიიღება $SnCl_4$ -ზე ამიაკის წყალხსნარის მოქმედებით:

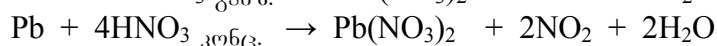


ახლადდალექილი კალას მჟავა იხსნება ტუტესა და მჟავაშიც კი:

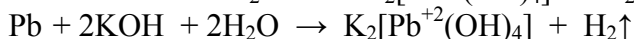
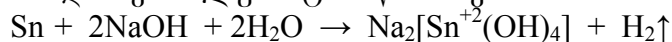


მიღებული მარილი კრისტალების ($Na_2SnO_3 \cdot nH_2O$) სახით გამოიყოფა. დაყოვნებისას α-კალას მჟავა β-კალას მჟავად გარდაიქმნება და ქიმიურ აქტიურობას კარგავს.

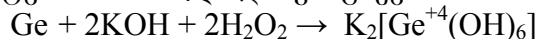
ტყვია აზოტმჟავასთან მისი ნებისმიერი კონცენტრაციის შემთხვევაში მოქმედებს, როგორც მეტალი:



გაცხელებისას ტუტის ხსნარი ხსნის კალას და ტყვიას ტეტრაჰიდროქსო-სტანიტის და ტეტრაჰიდროქსოპლუმბიტის წარმოქმნით:

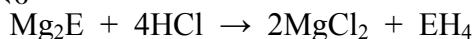


გერმანიუმი კი ტუტესთან მხოლოდ მჟანგავების თანაობისას მოქმედებს:



ნაერთები ძირითადი ელემენტის - 4 ჯანგვითი რიცხვით:

გერმანიუმი და მისი ანალოგები მაგნიუმთან წარმოქმნიან ნაერთებს შედგენილობით Mg_2E (გერმანიდი, სტანიდი და პლუმბიდი). ამ ნაერთებზე მჟავას მოქმედებით ჰიდრიდები მიიღება:



(თხევად ამიაკში)

გერმანიუმის ქვეჯგუფის ელემენტების ჰიდრიდების რიცხვი მცირეა და ყველა ისინი ნაკლებად მდგრადებია.

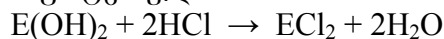
Ge-Sn-Pb ამ მიმართულებით E-E და E-H ბმების სიმტკიცე კლებულობს. PbH_4 იმდენად არამდგრადია, რომ მისი წარმოქმნა მხოლოდ არაპირდაპირი გზით შეიძლება დადგინდეს.

Mg_2Ge -ზე მჟავას მოქმედებით GeH_4 -ის გარდა მიიღება დიგერმანიც Ge_2H_6 , ტრიგერმანი Ge_3H_8 , ცნობილია აგრეთვე დისტანანი Sn_2H_6 .

ნაერთები ძირითადი ელემენტის +2 ჟანგვითი რიცხვით: ეს მდგომარეობა ყველაზე მეტად ტყვიისათვის არის დამახასიათებელი, გერმანიუმის ნაერთები მისი ატომის +2 ჟანგვითი რიცხვით საკმაოდ მცირერიცხოვანია.

ტყვიის ნაერთებიდან მისი ატომის +2 ჟანგვითი რიცხვით აღსანიშნავია ნიტრატი და აცეტატი. სხვა მარილები წყალში ან მცირედ ხსნადი $Pb(Hal)_2$ ან პრაქტიკულად უხსნადია $PbSO_4$, $PbCrO_4$... ამით აიხსნება ტყვიის მდგრადობა ბევრი მჟავის მოქმედების მიმართ.

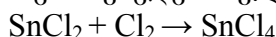
ოქსიდები EO და $E(OH)_2$ ამფოტერულია:



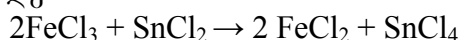
ამასთან ტყვიის ნაერთებში მისი ატომის +2 ჟანგვითი რიცხვით უფრო ვლინდება ფუძე თვისებები, გერმანიუმის ნაერთებში კი – მჟავა თვისებები.

Ge(II)-ის და Sn(II)-ის ნაერთები ძლიერი აღმდგენებია.

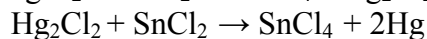
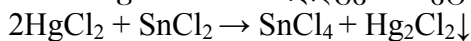
$SnCl_2$ – ოთახის ტემპერატურაზე მოქმედებს ქლორთან:



Fe^{+3} -ს აღადგენს Fe^{+2} -მდე:



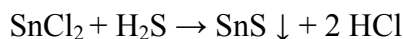
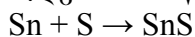
სულემის ხსნარზე $SnCl_2$ -ის სიჭარბისას აღდგენა მეტალამდე მიმდინარეობს:



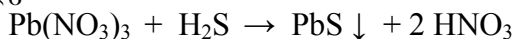
ასევე მეტალამდე აღადგენს ბისმუტს მისი ნიტრატიდან:



CrO_4^{2-} იონს აღადგენს Cr^{+3} -მდე და ა.შ. Sn-ს და გოგირდის უშუალო მოქმედებით ან კალა(II)-ის მარილებზე H_2S -ის მოქმედებით გამოიყოფა ყავისფერი ნალექი SnS , რომელიც არ იხსნება განზ. ძლიერ მჟავებში და არც ამონიუმის სულფიდში SnS თიომარილებს არ წარმოქმნის:



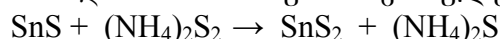
PbS შავი ფერის ნალექია. წყალში და მჟავაში უხსნადი. მიიღება $Pb(II)$ -ის მარილებზე H_2S -ის მოქმედებით:



GeS მიიღება GeS_2 -ის გერმანიუმთან გაცხელებით:

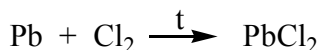


PbS -გან განსხვავებით GeS და SnS ამონიუმის პერსულფიდით იჟანგებიან:



ამ რეაქციაზეა დამყარებული SnS-ის და PbS-ის ერთმანეთისაგან დაცილება.

ჰალოგენიდები ძირითადი ელემენტის +2 ჟანგვითი რიცხვით ჰალოგენის მეტალებთან უშუალო მოქმედებით მხოლოდ ტყვიის შემთხვევაში წარმოიქმნება:

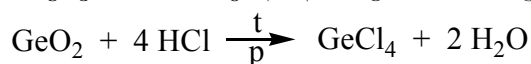


$SnCl_2$ მიიღება კალაზე მარილმჟავას მოქმედებით. გერმანიუმ(II)-ის ქლორიდი კი შემდეგი რეაქციით:

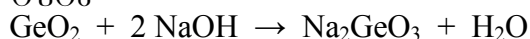


ნაერთები ძირითადი ელემენტის +4 ჟანგვითი რიცხვით: სამივე ელემენტისათვის ცნობილია დიოქსიდები: GeO_2 , SnO_2 , PbO_2 .

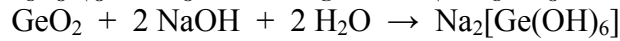
GeO_2 – გერმანიუმის ერთ-ერთი ყველაზე მდგრადი ნაერთია. თეთრი ფერის ფხვნილია. ამფოტერულია. მჟავასთან ძნელად, მაგრამ მაინც შედის რეაქციაში:



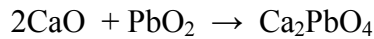
ადვილად მოქმედებს ტუტესთან:



ტუტის ხსნარის მოქმედებით კი ანიონური ჰიდროქსოკომპლექსები მიიღება:

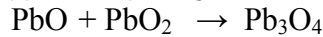


ასევე ამფოტერულია SnO_2 . ის ცხელ ტუტეში იხსნება; HF-თან და გოგირდ-მუავასთან მოქმედებს ხანგრძლივი გაცხელებისას [წარმოქმნის $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2$ -ს]. ასევე ამფოტერულია PbO_2 -იც:

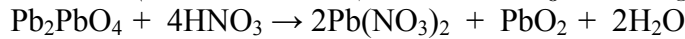


მარილმუავასთან ის მოქმედებს, როგორც მუანგავი.

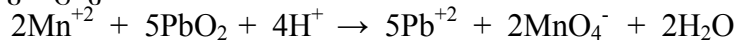
PbO_2 მოქმედებს PbO -სთან ტყვიის სურინჯის (Pb_3O_4) წარმოქმნით:



ტყვიის სურინჯი $\text{Pb}(\text{II})$ და $\text{Pb}(\text{IV})$ -ის ნაწარმია, იხსნება აზოტმუავაში:



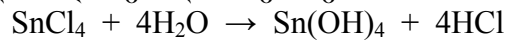
PbO_2 ძლიერი მუანგავია:



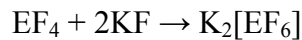
Pb^{+2} -ის Pb^{+4} -ად გარდაქმნას სჭირდება ძლიერი მუანგავი:



ტეტრაჰალოგენიდები $\text{GeHal}_4 - \text{SnHal}_4 - \text{PbHal}_4$ მათი მდგრადობა ამ მიმართულებით საგრძნობლად მცირდება. ტყვიის ტეტრაიოდიდი საერთოდ არ არის ცნობილი. ისინი ადვილად ჰიდროლიზებადი ნაერთებია:



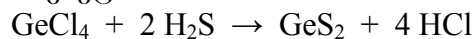
ტეტრაჰალოგენიდები ფუძე ჰალოგენიდებთან კომპლექსურ ჰალო-გენიდებს წარმოქმნიან:



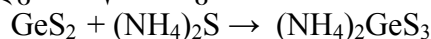
ტეტრაჰალოგენიდებიდან ყველაზე მნიშვნელოვანი GeCl_4 და SnCl_4 -ია (ჰაერზე მბოლავი სითხეებია). GeI_4 ნარინჯისფერი მყარი ნივთიერებებია. ისინი პირდაპირი ურთიერთქმედებით მიიღება მარტივი ნივთიერებებიდან.

მიღებულია GeS_2 , SnS_2 .

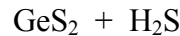
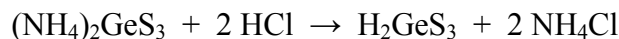
GeS_2 მიიღება შემდეგი რეაქციით:



მუავური ბუნების GeS_2 მოქმედებს ამონიუმისა და ტუტე მეტალების სულფიდებთან სულფომარილების წარმოქმნით:

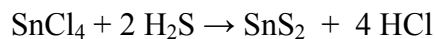


სულფოგერმანატების შესაბამისი მუავა არამდგრადია, გამოყოფისთანავე იშლება:



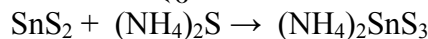
თეთრი ფერის ნალექი

SnS_2 -ის მიღება:

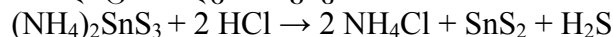


ყვითელი

SnS_2 ასევე წარმოქმნის თიომარილებს:



მიღებული თიომარილიც იშლება მუავით:



ყვითელი ფერის SnS_2 მოზაიკების დასამზადებლად გამოიყენება.

გამოყენება: გერმანიუმი, უპირატესად, ნახევარგამტარულ და ლაზერულ ტექნოლოგიაში გამოიყენება, კალა და ტყვია – შენადნობების დასამზადებლად. მათი მეტალორგანული ნაერთები მაღალი ბიოლოგიური აქტიურობით ხასიათდება.

კალა, როგორც მალეგირებელი მეტალი, გამოიყენება სპილენძის ბევრ შენადნობში. მისი ტყვიასთან შენადნობი (50% Sn, 50% Pb) გამოიყენება მეტალების მირჩილვისათვის. Sn-ის და Pb-ის შენადნობებიდან მნიშვნელოვანია ტიპოგრაფიული შენადნობი: 84-62% Pb, 4-8% Sn, 10-25% Sb, 2-4% As.

კალა ჰაერზე თხელი ოქსიდური აფსკით არის დაფარული, რომელსაც დამცავი მოქმედება ახასიათებს, აქედან გამომდინარე, წარმოებული კალის 40% ხმარდება რკინის იმ ნაკეთობების დაფარვას, რომელსაც შეხება აქვს კვების პროდუქტებთან. კალის უპირატესობა ქიმიურად მდგრად სხვა მეტალებთან შედარებით მდგომარეობს მოკალვის პროცესის სიადვილეში და რაც ყველაზე მნიშვნელოვანია, მისი კოროზიის პროდუქტების ჯანმრთელობისათვის უვნებლობაში.

ტყვია ტექნიკაში ფართოდ გამოიყენებული მეტალია. ის გამოიყენება კაბელებისა და აკუმულატორების წარმოებაში, აგრეთვე სხვადასხვა აპარატურის მნიშვნელოვანი ნაწილების დასამზადებლად. ის შედის ბევრი შენადნობის შედგენილობაში. ტყვია კარგად შთანთქავს რადიოაქტიურ გამოსხივებას, ამიტომ გამოიყენება რადიოაქტიური ნივთიერებებისაგან დასაცავად.

მექვესე თავი

პერიოდული სისტემის III ჯგუფის p-ელემენტები

III ჯგუფს მიეკუთვნება ამ ჯგუფის ტიპური ელემენტები – ბორი (B) და ალუმინი (Al), აგრეთვე გალიუმის ქვეჯგუფის ელემენტები – გალიუმი (Ga), ინდიუმი (In) და თალიუმი (Tl). მათ გარე გარსის ელექტრონული კონფიგურაცია იდენტური აქვთ (ns^2np^1), რაც მათი ქიმიური თვისებების მსგავსებას განაპირობებს.

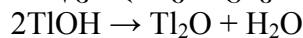
ცხრილი 12

ელემენტი	ელექტრონული კონფიგურაცია
B	$1s^2 2s^2 2p^1$
Al	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
Ga	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$
In	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^1$
Tl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^1$

ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად III ჯგუფის ელემენტების ატომური და იონური რადიუსები იზრდება, შესაბამისად მცირდება იონიზაციის ენერგია. ბორი არამეტალური ბუნების ელემენტია და თვისებებით მნიშვნელოვნად განსხვავდება ამ ჯგუფის სხვა ელემენტებისაგან; Al, Ga და In ამფოტერული ელემენტებია. ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად ამ ელემენტების მეტალური ბუნება ძლიერდება: თალიუმი ტიპური მეტალური ბუნების ელემენტია.

III ჯგუფის ყველა ელემენტი გასცემს 3 ელექტრონს და ავლენს +3 ჟანგ-ვით რიცხვს (ბორის გარდა, რომელმაც შეიძლება გამოავლინოს, როგორც +3 (ბორანები, ბორის ნაერთები სხვა არამეტალებთან, მაგ., ჰალოგენებთან, გოგირდთან, აზოტთან, ჟანგბადთან, ბორის მჟავაში, ბორაქსში და სხვ.), ისე -3 ჟ. რ. (მაგ., ზოგიერთ მეტალთა ბორიდში). ამ ქვეჯგუფის ზოგიერთი ელემენტი, მაგ., თალიუმი ნაერთებში ავლენს +3 და +1 (მაგ., TlOH და Tl₂O) ჟანგვის რიცხვს. თალიუმისათვის მდგრადია ნაერთები, სადაც მისი ჟანგვის რიცხვი +1-ია.

III ჯგუფის ელემენტები წარმოქმნიან R₂O₃ ტიპის ოქსიდებს, თუმცა, როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, თალიუმს უნარი აქვს წარმოქმნას ფუძე ბუნების ოქსიდიც Tl₂O. მისი წყალხსნარი ტუტეა, მაგრამ NaOH-ისა და KOH-გან განსხვავებით TlOH 100°C-ზე გაცხელებისას წყალს კარგავს Tl₂O-ის წარმოქმნით:

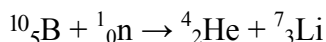


ალუმინის, გალიუმის და ინდიუმის ოქსიდები (Al₂O₃, Ga₂O₃, In₂O₃) და ჰიდროქსიდები [Al(OH)₃, Ga(OH)₃ და In(OH)₃], ამფოტერული ნაერთებია, რომლებიც ურთიერთქმედებენ მჟავებთან და ტუტეებთან შესაბამისი მარილების წარმოქმნით. ტუტეებთან წარმოქმნიან ანიონურ ჰიდროქსო-აკვაკომპლექს ნაერთებს.

ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად განსხვავებულია III ჯგუფის ელემენტების ფიზიკური თვისებები. გალიუმი უფრო დაბალლღობადია, ვიდრე ინდიუმი და თალიუმი. განსხვავებულია მათი სიმკვრივეები, თბო- და ელექტროგამტარობა. მათ უნარი აქვთ სხვადასხვა მეტალებთან წარმოქმნან შენადნობები (მათ შორის, ადვილად ღებადი), რომელთაც მთელი რიგი სპეციფიკური თვისებები (მაგ., ანტიკოროზიული) გააჩნიათ. ამ ჯგუფის ელემენტებმა – Ga, In და Tl, კარგი ნახევარგამტარული თვისებების გამო, ადგილი დაიმკვიდრეს ნახევარგამტარულ ტექნოლოგიაში, აგრეთვე ანტიკოროზიული დამცავი საფრების წარმოებაში. ზოგიერთი მათგანის, მაგ., Tl-ის, ნაწარმები ამჟღავნებენ ბიოლოგიურ აქტიურობას.

6.1. ბორი

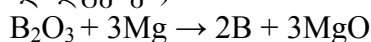
ბუნებაში გავრცელება. ბორი აღმოაჩინეს გ დევიმ, ჟ. გეი-ლუსაკმა და ლ. ტენარიმ 1808 წელს. მისი მასური წილი დედამიწის ქერქში შეადგენს $6 \cdot 10^{-4}\%$. თავისუფალ მდგომარეობაში ის გავრცელებულია არ არის. ბორს შეიცავს ბუნებრივი პოლიბორანული მჟავები და მისი მარილები. ყველაზე გავრცელებული მინერალია $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (ბორაქსი), $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ (კერნიტი) და H_3BO_3 (სასოლინი). ბორი ბუნებაში ორი სტაბილური იზოტოპის, ^{10}B (19,57%) და ^{11}B (80,43%), სახით გვხვდება. ბორის ასეთი მცირე რაოდენობით გავრცელება, რაც თითქოს მსუბუქი ელემენტებისათვის ერთგვარად უზვეულოა, დაკავშირებული უნდა იყოს მისი ბირთვების ნეიტრონებით ადვილად გარდაქმნის უნართან:



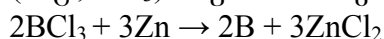
ბორის მიერ ნეიტრონების შთანთქმის უნარი გამოიყენება ბირთვულ ენერგეტიკაში ბირთვული პროცესების შესანელებლად, აგრეთვე ნეიტრონული გამოსხივებისაგან დასაცავად.

მიღება:

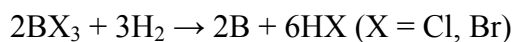
1. მეტალოთერმული მეთოდით (ბორს მისი ოქსიდიდან მაღალ ტემპერატურაზე მაგნიუმით ან ალუმინით აღადგენენ):



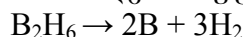
2. ბორის ჰალოგენიდებზე (მაგ., BCl_3) თუთიის მოქმედებით:



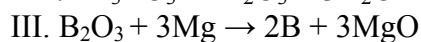
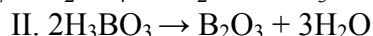
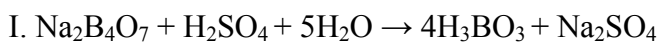
3. ბორის ჰალოგენიდების (BCl_3 , BBr_3) მაღალტემპერატურული აღდგენა მოლეკულური წყალბადით:



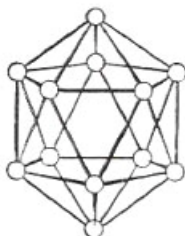
4. ბორანების თერმული დაშლით მიიღება სუფთა ბორი:



ბორის მიღება მისი ძირითადი ნედლეულიდან, ბორაქსიდან შეიძლება შემდეგი რეაქციებით:



ფიზიკური თვისებები: ბორი წარმოქმნის რამდენიმე ალოტროპულ მოდიფიკაციას. მათთვის საერთოა B_{12} -ის დაჯგუფებები, რომელთაც იკოსაედრების ფორმა აქვთ (ოცდაორწახნაგა გეომეტრიული სხეული, ნახაზი 26).



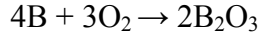
ნახაზი 26. B_{12} -ის შემადგენელ ატომთა იკოსაედრული სტრუქტურა

ბორის კრისტალური მოდიფიკაციები წარადგენს შავ ან მუქი-მორუსო ფერის ნაერთებს. კრისტალური ბორი გამოირჩევა მაღალი ღებობის ტემპერატურით (2300°C), დიდი სიმკვრივით (ამ მხრივ ის ოდნავ ჩამორჩება ალმასს) და მცირე ელექტროგამტარობით, რომელიც ტემპერატურის გაზრდით უმნიშვნელოდ

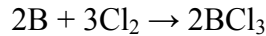
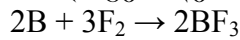
იცვლება. ბორი შეიძლება მიღებულ იქნას აგრეთვე ამორფულ მდგომარეობაში მოყავისფრო ფხენილის სახით.

ქიმიური თვისებები: ბორი ქიმიურად ინერტულ ელემენტებს მიეკუთვნება. გარკვეულ პირობებში (მაღალ ტემპერატურაზე, ფთორის გარდა) ის მოქმედებს არამეტალებთან და მეტალებთან.

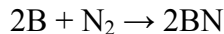
1. 400-700°C-ზე ბორი იწვის ჟანგბადის არეში (მწვანე ალით) ოქსიდის წარმოქმნით:



2. ბორი ურთიერთქმედება ფთორთან (ჩვეულებრივ პირობებში) და სხვა ჰალოგენებთან (გახურებით) ბორის ჰალოგენიდების წარმოქმნით:



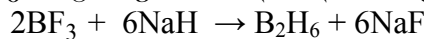
3. ბორი აზოტთან ურთიერთქმედებს 1200 °C-ზე მაღალ ტემპერატურაზე შესაბამისი ნიტრიდის წარმოქმნით:



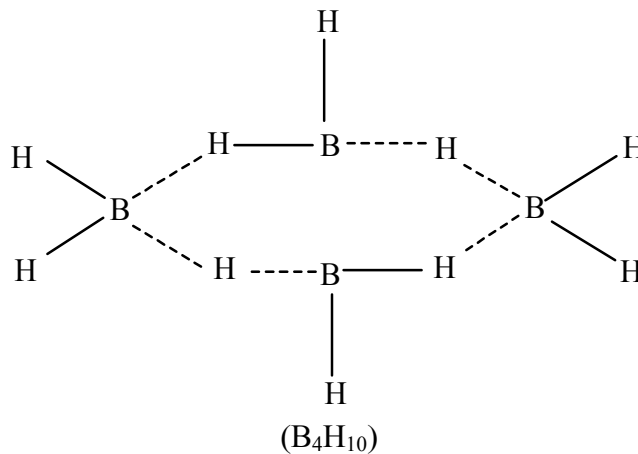
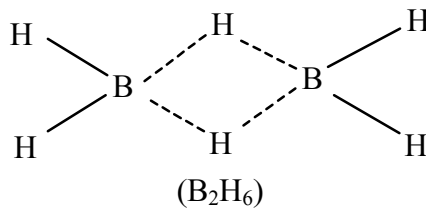
4. წყალბადთან ბორი უშუალოდ არ ურთიერთქმედებს. ბორანები წარმოიქმნება s-ელემენტების ბორიდებზე (მაგ., MgB_2 და სხვ.) მჟავების მოქმედებით:



ბორანები მიიღება BF_3 -ზე ნატრიუმის ჰიდრიდის მოქმედებით:

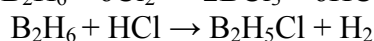
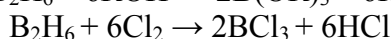
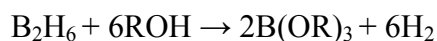


ბორანები სხვადასხვა ტიპის კოორდინაციულ სტრუქტურებს წარმოქმნის:



ბორწყალბადები (ბორანები) ქიმიურად ძლიერ აქტიური ნაერთებია (შეადარეთ სილანებს). ბორანების უმრავლესობა ჰაერზე თვითაღებადია რასაც ახლავს დიდი რაოდენობით სითბოს გამოყოფა, რაც აღემატება ბუნებრივი აირის წვის სითბოს ($\Delta H(B_2H_6) = 2025$ კჯ/მოლი, $\Delta H(C_2H_4) = 1425$ კჯ/მოლი). ბორშემცველი ნაერთები, მაღალი თბოუნარიანობის გამო, გამოიყენება რაკეტულ საწვავად.

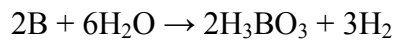
ბორანები ურთიერთქმედებენ სპირტებთან, ჰალოგენებთან, ჰალოგენწყალბადებთან:



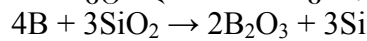
მეტალებთან ბორი მხოლოდ სპეციფიკურ პირობებში ურთიერთქმედებს. სხვადასხვა სტრუქტურისა და ელემენტების განსხვავებული თანაფარდობის მქონე მეტალთა ბორიდების წარმოქმნით, რაც დამოკიდებულია რეაქციის პირობებსა და მეტალის ბუნებაზე. ელემენტების თანაფარდობა ხშირად განსხვავებულია მათი მოსალოდნელი სტექიომეტრული თანაფარდობისაგან. მაგალითად, ნიკელის შემთხვევაში წარმოიქმნება – Ni₂B; მაგნიუმის შემთხვევაში – MgB₂, ქრომის შემთხვევაში – Cr₄B და ა.შ. სხვადასხვა ტიპის ბორიდებში შესაძლებელია წარმოიქმნას B–B, Me–B, B–Me–Me–B და სხვა კავშირები ოქტაედრული და იკოსაედრული დაჯგუფებების შემცველი კარკასების წარმოქმნით.

d- და f-ელემენტების ბორიდების უმრავლესობა თერმოდგრადი და ქიმიურად მდებარეა. s-ელემენტების ბორიდები ქიმიურად აქტიურებია. ისინი მჟავების მოქმედებით იშლებიან ბორანების წარმოქმნით.

ბორი მაღალ ტემპერატურაზე წყლიდან (ორთქლი) აძეგებს წყალბადს ბორის მჟავის წარმოქმნით:

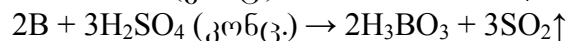
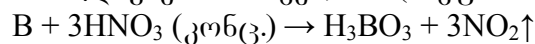


ბორი აღადგენს ზოგიერთ არამეტალს მისი ოქსიდიდან:



ბორის მიერ სილიციუმის “გამოძეება” აიხსნება B₂O₃-ის წარმოქმნის ჯიხის ენერგიის მაღალი მნიშვნელობით (1178 კჯ/მოლი).

ბორი ურთიერთქმედებს მუანგავ კონც. მჟავებთან (მაგ., აზოტმჟავა, გოგირდმჟავა, ან აზოტმჟავას და მარილმჟავას ნარევი, 1:3 (“მეფის არაყი”):



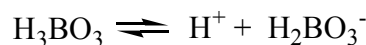
ბორზე არ მოქმედებს მჟავები, რომელთა მუანგავ უნარს წყალბად-იონები განსაზღვრავს (მაგ., ფოსფორმჟავა, მარილმჟავა და სხვ.).

ბორის ოქსიდი და ბორის მჟავა:

ბორის ოქსიდი ტიპური მჟავა ოქსიდი. მას შეიძლება სხვადასხვა ფორმა ჰქონდეს. ჩვეულებრივ, სუფთა ბორის ოქსიდი უფერო, გამჭვირვალე ნივთიერებაა. წყალთან ურთიერთქმედებს ბორისმჟავის წარმოქმნით:

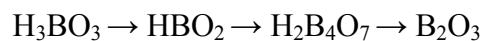


ბორის ანუ ორთობორის მჟავა წყალში მცირედ ხსნადი კრისტალური ნივთიერებაა. ის სუსტი მჟავაა და მხოლოდ ერთი პროტონის მოხლეჩით დისოცირდება:



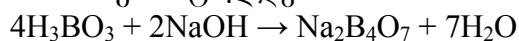
(მეორე საფეხური პრაქტიკულად არ მიდის)

გაცხელებისას ბორის მჟავა თანდათანობით კარგავს წყალს შემდეგი სქემის შესაბამისად:



მეტაბორის ტეტრაბორის
მჟავა მჟავა

ბორის მჟავას ნატრიუმის ტუტით ან კარბონატით განეიტრალებისას წარმოიქმნება ნატრიუმტეტრაბორატი, რომელიც წყალხსნარებიდან დეკაჰიდრატის (Na₂B₄O₇ • 10H₂O, ბორაქსი) სახით კრისტალდება:

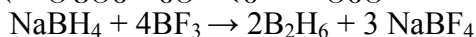


ბორის ჰალოგენიდები: ბორის ჰალოგენებიდან, რომლებიც ბორის ჰალოგენებთან ურთიერთქმედებით მიიღება, პრაქტიკული თვალსაზრისით, ყველაზე მნიშვნელოვანია BF₃, რომელიც გამოიყენება ზოგიერთი ორგანული რეაქციის (მაგ., პოლიმერიზაცია, ფრიდელ-კრაფტსის რეაქცია) კატალიზატორად.

ასევე გარკვეული გამოყენება აქვს (მათი წყალბადით აღდგენით მიიღება სუფთა ბორი) BCl_3 და BBr_3 . ბორის ჰალოგენმეცველი ნაწარმებია აგრეთვე ტეტრაფთორბორატები, რომლებიც ძლიერი მჟავის HBF_4 -ის მარილებია. აღნიშნული მჟავა მხოლოდ წყალხსნარში არსებობს. მიიღება H_3BO_3 -ზე მდლობი მჟავის, HF -ის მოქმედებით:



მრავალგვარია მისი მარილები, ტეტრაბორფთორატები. ბორის კომპლექსური ნაერთებიდან საყურადღებოა აგრეთვე ტეტრაჰიდრობორატები – LiBH_4 , NaBH_4 . ტეტრაჰიდრობორატები ძლიერი აღმდგენებია, გამოიყენება სხვადასხვა სინთეზებში, მაგ., დიბორანების და ტუტე მეტალების ტეტრაბორატების მისაღებად:



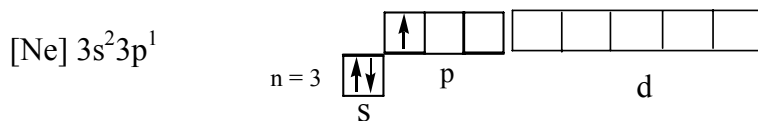
NaBH_4 აგრეთვე გამოიყენება ორგანული კარბონილური ნაერთების (ალდეჰიდები და კეტონები) ჰიდრირების კატალიზატორად.

ბორის და მისი ნაერთების გამოყენება: ბორი მცირე რაოდენობით შედის ბევრი შენადნობის შემადგენლობაში. ეს შენადნობები ხასიათდებიან მაღალი კოროზიამდგეობით, მექანიკური სიმტკიცით და თერმომდგრადობით (მაგ., ფოლადები). ბორის ბინარული ნაერთებიდან საინტერესო თვისებები გააჩნია ბორის ნიტრიდს (BN), რომელიც გამოირჩევა დიდი სიმაგრით (ის ოდნავ ჩამორჩება ალმასს) და კოროზიამდგეობით. ბორის ნიტრიდი თერმომდგრადობით და მექანიკური სიმტკიცით აღემატება ალმასს. მას ასევე იყენებენ ზოგიერთ მეტალთა ზედაპირების მექანიკური სიმტკიცის და ანტიკოროზიული მედგეობის გასაზრდელად. ბორის ნიტრიდს, მისი ამ თვისებების გამო, იყენებენ სახეხი (აბრეზიული) მასალების დასამზადებლად, რომლის დახმარებით ახდენენ მეტალების, მინერალების და კერამიკის დამუშავებას. ტექნიკაში ასევე გამოიყენება დიდი სიმაგრის მქონე ბორის კარბიდი – B_4C . ბორის ოქსიდი (B_2O_3) გამოიყენება სპეციალური მინის წარმოებაში. ბორის მჟავა და ბორაქსი გამოიყენება მინის, ცემენტის, საღებრების, სარეცხი საშუალებების დასამზადებლად, ხოლო პერბორატები მათეთრებლებად. ბორის მჟავა (ბორმჟავა) ამავე დროს ანტისეპტიკური ნითიერებაა. ბორის ნაერთების ბაზაზე დებულბენ მრავალფეროვან ორგანულ, ელემენტორგანულ და პოლიმერულ ნაერთებს.

6.2. ალუმინი

ალუმინი მოთავსებულია პერიოდული სისტემის IIIA ჯგუფში. იგი p-ელემენტია. ალუმინის ატომური რადიუსი მნიშვნელოვნად აღემატება ბორისას, ამიტომ ალუმინში გაზრდილია მეტალური თვისებები. ალუმინი მეტალია, მაგრამ ამფოტერული. ასევე ამფოტერულია მისი ოქსიდი და ჰიდროქსიდიც. ალუმინი ნაერთებში ავლენს +3 ჟანგვით რიცხვს, ხოლო კომპლექსნაერთებში მისი კოორდინაციული რიცხვებია 6 და 4. ბორისაგან განსხვავებით ალუმინი ანიონურთან ერთად კატიონურ კომპლექსებსაც წარმოქმნის.

ალუმინის ატომის ელექტრონული კონფიგურაცია და სავალენტო ორბიტალების ელექტრონულ-გრაფიკული ფორმულა:

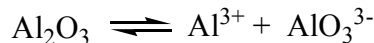


ალუმინი ბუნებაში გავრცელებულია ერთი სტაბილური იზოტოპის (^{27}Al) სახით. ის დედამიწის ქერქში ერთ-ერთი ფართოდ გავრცელებული ელემენტია (6,6 მას. %). გავრცელების მხრივ მას ჟანგბადის და სილიციუმის შემდეგ მესამე ადგილი უკავია. ალუმინი ბუნებაში მხოლოდ ნაერთების სახით გვხვდება. მისი

ძირითადი მინერალებია ბოქსიტები ($Al_2O_3 \cdot nH_2O$), კორუნდი (Al_2O_3), კრიოლითი (Na_3AlF_6). ალუმინი ასევე შედის ალუმინსილიკატების მინდვრის შპატები – $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ (ორთოკლაზი), ნეფელინები – $Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$ და $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$, კაოლინი – $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$ და სხვ. შედგენილობაში.

მიღება: ტექნიკაში ალუმინს ბოქსიტებიდან გამოყოფილი ალუმინის ოქსიდის ელექტროლიზით დებულობენ. Al_2O_3 -ის ძნელადდნობადობის გამო (დღ.ტ. $2050^\circ C$) ატარებენ კრიოლითში გახსნილი Al_2O_3 -ის ელექტროლიზს. კრიოლითი ადვილადდნობადია, მისი ნაღვლი კარგად ხსნის Al_2O_3 -ს და მას ელექტროგამტარობასაც ანიჭებს.

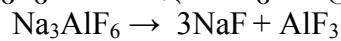
სავარაუდოა, რომ Al_2O_3 მაღალ ტემპერატურაზე განიცდის დისოციაციას შემდეგი სქემით:



კატოდზე აღდგება Al^{3+} -იონები: $Al^{3+} + 3e \rightarrow Al$

ანოდზე კი იჟანგება AlO_3^{3-} -იონები: $4AlO_3^{3-} - 12e \rightarrow 2Al_2O_3 + 3O_2$

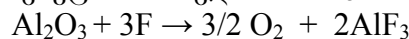
დასაშვებია ასეთი პროცესების მიმდინარეობაც:



კატოდზე ისევე Al^{3+} -კატიონები აღდგება: $Al^{3+} + 3e \rightarrow Al$

ხოლო ანოდზე F^- -იონები დაიჟანგება: $3F^- - 3e \rightarrow 3/2 F_2$

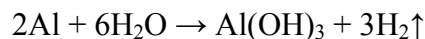
გამოყოფილი ფთორი რეაქციაში შედის Al_2O_3 -თან შემდეგი სქემით:



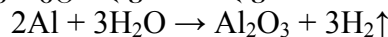
როგორც ჩანს ამით საბოლოო შედეგი არ იცვლება.

ფიზიკური თვისებები: მარტივი ნივთიერების სახით ალუმინი მოვერცხლისფრო-თეთრი მეტალია. ის მსუბუქ მეტალებს მიეკუთვნება (სიმკვრივე $2,7$ გ/სმ³). ალუმინი კრისტალდება წახნაგცენტრირებული კუბური სტრუქტურის სახით. მისი ღვობის ტემპერატურა მაღალი არ არის ($660^\circ C$). ხასიათდება შესანიშნავი პლასტიურობით. ივლინება ძალზე თხელი კილიტის ($0,0005$ მმ სისქის) და თითქმის ნებისმიერი დიამეტრის მავთულის სახით. აქვს მაღალი ელექტრო- (სპილენძის ელექტროგამტარობის დაახლოებით 67%) და სითბოგამტარობა.

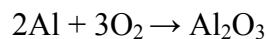
ქიმიური თვისებები: ალუმინი ზედაპირი ჩვეულებრივ პირობებში დაფარულია მტკიცე თხელი ($0,00001$ მმ) ოქსიდური აფსკით, რომელიც მას ჰაერისა და წყლის მოქმედებისგან იცავს. წყალთან ალუმინი რეაქციაში ამალგამირებულ (ვერცხლისწყლთან შენადნობი, რომელიც დამცავ აფსკს ვერ იკეთებს) მდგომარეობაში ან იმ შემთხვევაში შედის, თუ მისი ოქსიდური აფსკი მექანიკურად დაზიანებულია.



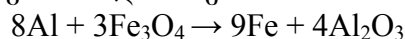
მაღალ ტემპერატურაზე მეტალური ალუმინი შლის წყლის ორთქლს:



ალუმინის ბურბუშელა ან ფხვნილი ალში შეტანისას იწვის სინათლისა და სითბოს გამოყოფით:



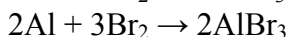
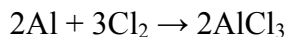
ალუმინს განსაკუთრებული სწრაფვა აქვს ჟანგბადისადმი, Al_2O_3 -ის წარმოქმნის ჯიბის ენთალპია -1582 კჯ/მოლის ტოლია. ამის გამო, მეტალური ალუმინი ოქსიდებიდან აღადგენს ბევრ მეტალს (ალუმინთერმია) დიდი რაოდენობით სითბოს გამოყოფით ($\Delta H = 1676$ კჯ/მოლი). ამ მეთოდის გამოყენებით მიიღება რკინა, კალციუმი, ქრომი და სხვ.:



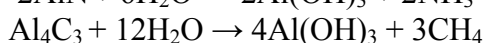
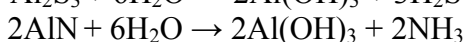
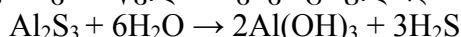
რეაქციის შედეგად ტემპერატურა $2000-3000^\circ C$ -ს აღწევს, რაც სხვადასხვა ტექნიკურ პროცესებში (მაგალითად, მეტალების შედნობა და სხვ.) გამოიყენება.

25% Fe₃O₄ და 75% ალუმინის ფხვნილის ნარევეს თერმიტს უწოდებენ. ეს ნარევი გამოიყენება მეტალთა სხვადასხვა ნალკეთობების ავტოგენური შეღუფლებისათვის. ალუმინი მაღალ ტემპერატურაზე არამეტალებსაც აღადგენს მათი ოქსიდებიდან (SO₂, NO₂, CO₂ და ა. შ.)

წითლად გავარვარებამდე გახურებული ალუმინი (მავთულის ან ფხვნილის სახით) რეაქციაში შედის ჰალოგენებთან შესაბამისი ჰალოგენიდების წარმოქმნით:



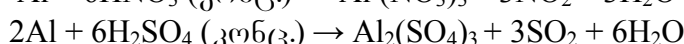
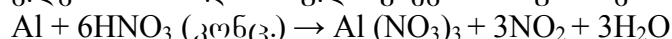
აღსანიშნავია, რომ ალუმინის რეაქცია ბრომთან უფრო ენერგიულად მიმდინარეობს, ვიდრე ქლორთან, რაც ბრომის თხევად მდგომარეობასთან (ამით კონცენტრაციის გაზრდა) არის დაკავშირებული. 700-2000°C-ის ინტერვალში ალუმინი რეაქციაში შედის სხვადასხვა არამეტალებთან (S, N₂, C) Al₂S₃, AlN და Al₄C₃ წარმოქმნით. ეს ნაერთები წყლით ენერგიულად იშლება:



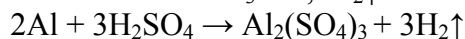
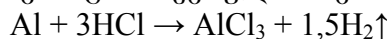
მიუხედავად საკმაოდ მაღალი ქიმიური აქტიურობისა, ალუმინი წყალბადს უშუალოდ არ უერთდება.

მჟავებისადმი ალუმინის დამოკიდებულება ასეთია: ცივი კონცენტრირებული აზოტმჟავა და გოგირდმჟავა მას აპასიურებს, ზედაპირი იფარება დამცავი აფსკით, რის გამოც ჩვეულებრივ პირობებში ეს მჟავები ალუმინთან რეაქციაში არ შედიან და მათი გადატანა და შენახვა ალუმინის ჭურჭლით შეიძლება.

ალუმინი გაცხელებისას აღნიშნულ მჟავებთან ურთიერთქმედებს:

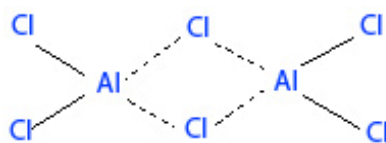


ალუმინი ადვილად იხსნება განზავებულ მინერალურ მჟავებში:



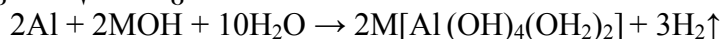
წყალხსნარებში ალუმინის იონები - Al³⁺ (მაგ., AlCl₃-ის წყალხსნარში) წარმოქმნის მჟავა ბუნების ალუმინის ოქტაედრულ აკვაკომპლექსებს [Al(H₂O)₆]³⁺.

არაპოლარულ გამხსნელებში ან აქროლებისას AlCl₃ არსებობს დიმერის (Al₂Cl₆) სახით:

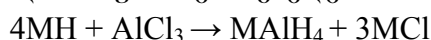


სქემა 8. ალუმინ(III)-ის ქლორიდის დიმერის სტრუქტურა

ამჟღავნებს რა ამფოტერულ ბუნებას, ალუმინი ენერგიულად იხსნება ასევე ტუტეების წყალხსნარებში ალუმინის ანიონური ოქტაედრული ტეტრაჰიდროქსო-დიაკვაკომპლექსების წარმოქმნით:



ალუმინის კომპლექსნაერთები წარმოიქმნება აგრეთვე ტუტე მეტალთა ჰიდრიდების ალუმინის ქლორიდთან ურთიერთქმედებით:



ალუმინის კომპლექსნაერთებს მიეკუთვნება აგრეთვე ფთორის და ქლორის შემცველი ოქტაედრული კომპლექსები (მაგალითად, Na₃AlF₆) და ბრომისა და იოდის ტეტრაედრული კომპლექსები.

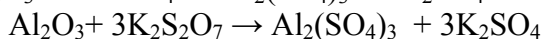
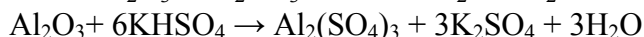
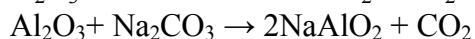
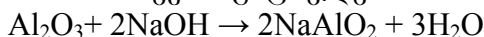
მეტალური ალუმინის გამოყენება: მეტალური ალუმინი ფართოდ გამოიყენება ყოფა-ცხოვრებაში, კვების პროდუქტების შესაფუთი ფოლგისა და

ელექტროსადენების დასამზადებლად. მეტალური ალუმინი ძალიან ბევრ მეტალთან წარმოქმნის სპეციფიკური თვისებების შენადნობებს. ცნობილია ალუმინის ბინარული შენადნობების ოთხი ძირითადი ტიპი: Al-Si, Al-Cu, Al-Mg და Al-Zn. ისინი გამოირჩევა სიმსუბუქით და მაღალი მექანიკური სიმტკიცით, ანტიოქსიდანტური თვისებებით და ტენმედევობით. მაგალითად, დურალუმინი [ალუმინის (94%) შენადნობი სპილენძთან (4%), მანგანუმთან, მაგნიუმთან, რკინასთან და სილიციუმთან (0,5% თითოეული)], სილუმინი (Al – 85-90%, Si – 10-14%, Na – 0,1%), მაგნალუმინი (შენადნობი მაგნიუმთან და სხვა მეტალებთან). ალუმინის შენადნობები წარმატებით გამოიყენება საავიაციო ტექნიკაში, მანქანათ- და გემთმშენებლობაში. ალუმინი ასევე გამოიყენება, როგორც მაღევირებელი დანამატი შენადნობებისათვის მაღალი სითბომდგრადობის მისანიჭებლად. ალუმინის პუდრისაგან მინერალურ ზეთში ნარევის სახით ამზადებენ მეტალთა ნაკეთობების დამცავ ანტიკოროზიულ თეთრ საღებავს.

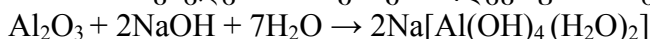
ალუმინის ნაერთები: ალუმინის ბინარული ნაერთები (Al_2O_3 , AlF_3 , $AlCl_3$, AlH_3 , AlN , Al_2S_3) პოლიმერებია.

ალუმინის ოქსიდი Al_2O_3 ძნელადღვობადი, თეთრი, წყალში უხსნადი ფხვნილია. არსებობს რამდენიმე მოდიფიკაციის სახით: $\alpha-Al_2O_3$ (ბუნებაში გავრცელებულია მინერალ *კორუნდის*, *ღაღის* (მინარევის სახით შეიცავს Cr(III)-ს) და *საფირონის* (შეიცავს Ti(III)-ის და Fe(III)-ის მინარევებს) სახით. $\beta-Al_2O_3$ და $\gamma-Al_2O_3$. ჩვეულებრივ პირობებში მათგან ყველაზე მდგრადია α -მოდიფიკაცია, რომელიც Al-O-Al ბმის დიდი სიმტკიცით და კრისტალური სტრუქტურის დიდი სიმკვრივით გამოირჩევა. ის გამოირჩევა მაღალი თერმომდგრადობით, მჟავა- და ტუტემედევობით.

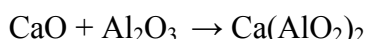
Al_2O_3 ტიპური ამფოტერული ოქსიდია. როგორც მჟავა ოქსიდი, მოქმედებს ტუტესთან, ტუტე მეტალების კარბონატებთან, ჰიდროსულფატთან და პიროსულფატთან მყარ მდგომარეობაში ნარევის გაცხელებით:



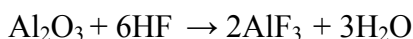
ტუტის წყალხსნარის მოქმედებისას კი კომპლექსური ნაერთი მიიღება:



უწყლო მეტალალუმინატები მიიღება აგრეთვე Al_2O_3 -ის შეღვობით M_2O და MO ტიპის ოქსიდებთან:



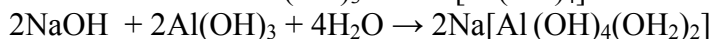
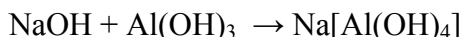
ალუმინის ოქსიდი ურთიერთქმედებს მლღობ მჟავასთან (შეადარეთ SiO_2 -ს) ალუმინფთორიდის წარმოქმნით:

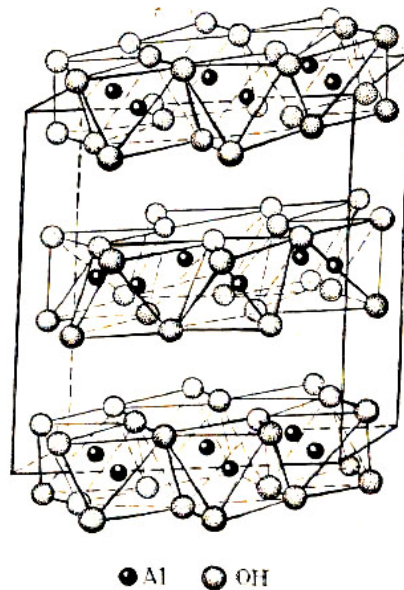


Al_2O_3 ძირითადად, გამოიყენება ალუმინის მისაღებად, სვეტის და თხელფენოვან ქრომატოგრაფიაში.

ალუმინის ჰიდროქსიდი – $Al(OH)_3$ პოლიმერული ნაერთია. მისი სტრუქტურა წარმოდგენილია ნახ. 28-ზე.

$Al(OH)_3$ ამფოტერული ჰიდროქსიდია, მას მარილებზე ტუტის მოქმედებით ღებულობენ (უმჯობესია NH_4OH -ის გამოყენება). როგორც ამფოტერული ჰიდროქსიდი, $Al(OH)_3$ ურთიერთქმედებს როგორც მჟავებთან, ისე ტუტეებთან. მჟავებთან წარმოქმნის ალუმინის, როგორც მეტალის მარილებს, ხოლო ტუტეებთან, პირობების მიხედვით, ტეტრაჰიდროქსო- $[Al(OH)_4]^-$ და ტეტრაჰიდროქსოდიაკვა-კომპლექსებს $[Al(OH)_4(OH_2)_2]^-$:

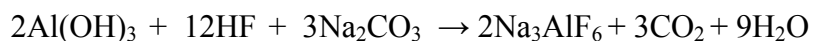




ნახაზი 27. ალუმინის ჰიდროქსიდის პოლიმერული სტრუქტურა

ალუმინის მარილები: ალუმინის მარილებიდან განსაკუთრებული პრაქტიკული მნიშვნელობა აქვს ჰალოგენიდებს (AlF_3 და AlCl_3), სულფატს – $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ და შაბს – $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$. უწყლო AlF_3 და AlCl_3 გამოიყენება ზოგიერთი რეაქციის კატალიზატორებად (არომატული ნახშირწყალბადების ბენზოლის ბირთვში ჩანაცვლების რეაქციებში, უჯერი მონომერების პოლიმერიზაციაში და ა.შ.). შაბი გამოიყენება მღვრიე წყლის დასაწმენდად (სიმღვრივისაგან მოსაცილებლად), აგრეთვე ანტისეპტიკურ საშუალებად. კატალიზატორებად გამოიყენება (კარბონილური ორგანული ნაერთების ჰიდრირება) აგრეთვე ალუმინის ანიონური კომპლექსნაერთი – ლითიუმალუმინჰიდრიდი – $\text{Li}[\text{AlH}_4]$ (მიიღება LiH -ის მოქმედებით AlH_3 -ზე. ალუმინის ჰიდრიდი მაღალმოლეკულურ, თერმულად უმდგრად ნაერთს წარმოადგენს, გამოიყენება აგრეთვე ტრიეთილალუმინის მისაღებად).

საინტერესო სტრუქტურა და თვისებები აქვთ ტუტემეტალთა ფთორალუმინატებს, რომლებიც პოლიმერული ფთორალუმინის მჟავებიდან წარმოიქმნება. მათგან განსაკუთრებული პრაქტიკული გამოყენება ჰპოვა ნატრიუმის ჰექსაფთორალუმინატმა (Na_3AlF_6 – კრიოლითი), რომელიც ელექტროლიზური ხერხით ალუმინის მისაღებად გამოიყენება. Na_3AlF_6 სინთეზის გზით მიიღება ალუმინის ჰიდროქსიდზე მლღობი მჟავის (HF) და ნატრიუმის კარბონატის მოქმედებით:



მეშვიდე თავი

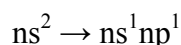
პერიოდული სისტემის II ჯგუფის s-ელემენტები

IIA ჯგუფის ელემენტებს მიეკუთვნება: ბერილიუმი (Be), მაგნიუმი (Mg), კალციუმი (Ca), სტრონციუმი (Sr), ბარიუმი (Ba) და რადიუმი (Ra). ამ შემთხვევაშიც ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად იზრდება რა ატომური რადიუსები, შესაბამისად მცირდება იონიზაციის ენერგიები (ცხრ. 13) და ძლიერდება მეტალური თვისებები.

ცხრილი 13

ელემენტი	ატომური რადიუსები, ნმ	იონიზაციის ენერგიები, ე.ვ.
Be	0,113	9,32
Mg	0,160	7,65
Ca	0,157	6,11
Sr	0,215	5,69
Ba	0,221	5,21
Ra	0,235	5,28

მათი სავალენტო შრის ელექტრონული კონფიგურაცია ნორმალურ და ადგზნებულ მდგომარეობაში ასეთია:



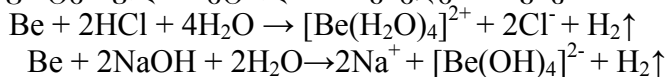
აქედან გამომდინარე, მათი ვალენტობა ორის ტოლია და ნაერთებში უანგვითი რიცხვი +2-ია. მათი სავალენტო ელექტრონები, როგორც ჩანს, არა-ექვივალენტურია, ხოლო მათ მიერ წარმოქმნილი ბმები ენერგიითა და სხვა თვისებებით ერთნაირია. ეს ადასტურებს სავალენტო ორბიტალების ჰიბრიდიზაციას, რის შედეგადაც მიღებული ორი ჰიბრიდული 180° -იანი კუთხით განზიდული ორბიტალები ამავე მიმართულებით ორ ერთნაირ ბმას წარმოქმნის, რის გამოც მიღებულ მოლეკულებს წრფივი ფორმა აქვთ.

7.1. ბერილიუმი

ბერილიუმს ამ ჯგუფის სხვა s-ელემენტებთან შედარებით მაღალი იონიზაციის ენერგია ახასიათებს. იგი ალუმინის დიაგონალური ანალოგია და წარმოადგენს ამფოტერულ მეტალს. მას ახასიათებს როგორც კატიონური, ისე ანიონური კომპლექსური იონების წარმოქმნის უნარი. მისთვის დამახასიათებელი კოორდინაციული რიცხვი 4-ის ტოლია (ჰიბრიდიზაცია sp^3). დედამიწის ქერქი მას შეიცავს მდგრადი იზოტოპის ${}^9_4\text{Be}$ -ის სახით. მისი მნიშვნელოვანი მინერალია ბერილი $\text{Be}_3\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_6$ და Be_2SiO_4 . ბუნებაში გავრცელებულია ბერილის სახესხვაობები: მინარევეებით შეფერილი გამჭირვალე კრისტალები – ცისფერი აქვამარინი, მწვანე ზურმუხტი და ა.შ., რომლებიც ძვირფასი ქვებია.

თვისებები: ბერილიუმი მონაცრისფერო მეტალია (აღმოაჩინა ფრანგმა ლ. ვოკლენმა 1798 წელს) აქვს მჭიდრო ჰექსაგონალური კრისტალური სტრუქტურა. მაგარი და მყიფეა. ჰაერზე ალუმინის მსგავსად დამცავი ოქსიდური აფსკით არის დაფარული, რომელიც ამცირებს მის ქიმიურ აქტივობას. ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე და სუსტი გაცხელების პირობებში მოქმედებს ჰალოგენებთან, იწვის ჟანგბადში და ჰაერში, გაცხელებით მოქმედებს გოგირდთან და აზოტთან.

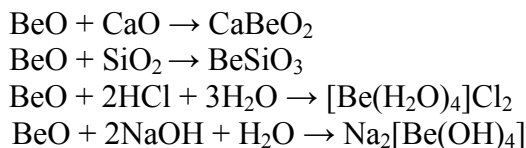
ოქსიდური აფსკის არსებობის გამო (ალუმინის მსგავსად) წყალთან რეაქციაში არ შედის. როგორც ამფოტერული მეტალი, მოქმედებს მჟავასთან და ტუტესთან:



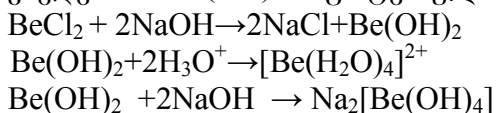
კონც. HNO_3 და კონც. H_2SO_4 აპასიურებს.

Be-ს ლებულობენ BeCl_2 -ის ნაღობის ელექტროლიზით (NaCl -ს დანამატი 300°C-ზე) ან Be-ის ჰალოგენიდების მაგნითერმული აღდგენით. ბერილიუმი გამოიყენება შენადნობებში როგორც დანამატი, რომელიც ზრდის მათ კოროზიულ მდგრადობას და სიმაგრეს. აღსანიშნავია ბრინჯაო (2,5%-მდე Be), რომელიც გამოიყენება ელექტროტექნიკაში და თვითმფრინავებში, ასევე ატომურ ენერგეტიკასა და საავიაციო ტექნიკაში. რადიუმის პრეპარატებთან ნარევის სახით გამოიყენება როგორც ნეიტრონების წყარო.

ბერილიუმის ნაერთები: ბერილიუმის არაორგანულ ნაერთთა უმრავლესობა ჩვეულებრივ პირობებში თეთრი ფერის პოლიმერებია. მჟავე წყალხსნარებში Be^{2+} -იონები იმყოფება აქვაკომპლექსური იონის $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ -ის სახით, ხოლო ძლიერ ტუტე ხსნარებში $[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$ სახით. BeO ოქსიდი პოლიმერული ნაერთია ჯიბსის ენერჯის მაღალი მნიშვნელობით $\Delta G^\circ = -582$ კკალ/მოლი. ქიმიურად არააქტიური ძნელადღობადი ნაერთია. გამოიყენება, როგორც ცეცხლგამძლე მასალა ტიგელების და სპეციალური კერამიკის დასამზადებლად. მას ზოგჯერ უმატებენ მინის სახარშ ნარევიც. BeO ქიმიური ბუნებით ტიპური ამფოტერული ოქსიდია. ის შედლობით მოქმედებს მჟავა და ფუძე ოქსიდებთან. ასევე მჟავეებისა და ძლიერი ტუტეების წყალხსნარებთან შესაბამისი კომპლექსნაერთების წარმოქმნით:



$\text{Be}(\text{OH})_2$ – პოლიმერული ნაერთია, წყალში არ იხსნება. მიიღება მარილთა წყალხსნარებზე ტუტის მოქმედებით. $\text{Be}(\text{OH})_2$ ამფოტერული ჰიდროქსიდია:



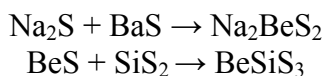
მჟავა წყალხსნარებიდან მარილები გამოიყოფა კრისტალჰიდრატების სახით: $\text{BeSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, $\text{BeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$.

Be^{2+} იონების მაღალი მაპოლარიზებელი მოქმედების გამო მისი მარილები ადვილად ჰიდროლიზდებიან:

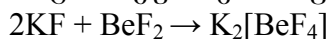


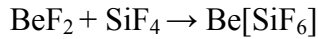
რაც შეეხება ჰიდროქსობერილატებს, ხსნარებში მათი შენარჩუნება ტუტის სიჭარბის პირობებში ხერხდება, წინააღმდეგ შემთხვევაში ისინი სრულად ჰიდროლიზდებიან. წყალში ხსნადია მხოლოდ პირველი ჯგუფის s-ელემენტების ბერილატები.

ბერილიუმის სულფიდი (BeS) კრისტალური ნივთიერებაა, მიიღება პირდაპირი ურთიერთქმედებით. ცხელი წყლით ბოლომდე ჰიდროლიზდება. მისი ამფოტერული ბუნება ფუძე და მჟავური ბუნების სულფიდებთან ურთიერთქმედებაში ვლინდება:

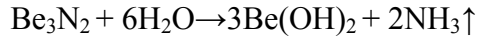


სულფიდობერილატები წყლით იშლებიან. ჰალოგენიდებიდან მნიშვნელოვანია BeF_2 და BeCl_2 . სტრუქტურით ისინი SiO_2 -ის ანალოგებია. ბერილიუმის ჰალოგენიდებიც ამფოტერულია, განსაკუთრებით ფთორიდი:

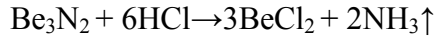




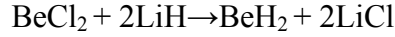
ცნობილია ბერილიუმის ნიტრიდი Be_3N_2 . მიიღება ბერილიუმის გაცხელებით (1000°C) აზოტის ატმოსფეროში. ბერილიუმის ნიტრიდი წყლით ადვილად იშლება:



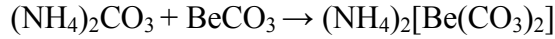
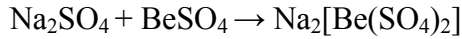
ასევე იშლება მჟავით:



BeH_2 ჰიდრიდი მხოლოდ არაპირდაპირი გზით მიიღება:



წყლით იშლება წყალბადის გამოყოფით, ძლიერი აღმდგენია. ბერილიუმისათვის დამახასიათებელია ორმაგი მარილების წარმოქმნის უნარი:



გამომდინარე აქედან, წყალში უხსნადი BeCO_3 იხსნება პირველი ჯგუფის ელემენტების ან ამონიუმის კარბონატის ნაჯერ წყალხსნარში. ბერილიუმის ნაერთები მომწამლაავია.

7.2. მაგნიუმი

მაგნიუმის სავალენტო ელექტრონების რიცხვი პერიოდის მეზობელ ალუმინთან შედარებით ნაკლებია, ატომის რადიუსი კი უფრო დიდი. ამიტომ ის უფრო ძლიერად ავლენს მეტალურ თვისებებს, ვიდრე ალუმინი და ბერილიუმი. მაგნიუმს ნაკლებად ახასიათებს კოვალენტური და უფრო მეტად იონური ბმის წარმოქმნის უნარი. ის თავისი თვისებებით უფრო ახლოს დგას კალციუმთან და მის ანალოგებთან.

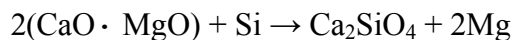
მაგნიუმი (აღმოაჩინა ჰემფრი დევიმ 1808 წელს) დედამიწაზე ერთ-ერთი ფართოდ გავრცელებული ელემენტია. ბუნებაში იმყოფება სამი სტაბილური იზოტოპის სახით: ^{24}Mg (78,6%), ^{25}Mg (10,1%) და ^{26}Mg (11,3%). მიღებულია ხელოვნური იზოტოპებიც. მაგნიუმი შედის სილიკატური მინერალების შემადგენლობაში Mg_2SiO_4 . მაგნიუმი გავრცელებულია კარბონატული მინერალების სახით: დოლომიტი ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$) და მაგნეზიტი (MgCO_3).

ტექნიკური თვალსაზრისით მნიშვნელოვანია კარნალიტი $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. ზღვის წყალი შეიცავს 0,38%-მდე MgCl_2 -ს და ზოგიერთი ტბის წყალი – 30%-მდე.

თვისებები: მაგნიუმი ბერილიუმთან შედარებით უფრო ჭედადი და მსუბუქია. საკმაოდ აქტიური მეტალია. გაცხელებით მოქმედებს ჟანგბადთან, ჰალოგენებთან, გოგირდთან, აზოტთან, ნახშირბადთან, სილიციუმთან. ე.ი არამეტალების დიდ ნაწილთან. ტექნიკაში მის შენადნობებს დიდი გამოყენება აქვს, ისინი გამოირჩევიან მაღალი სიმტკიცითა და სიმსუბუქით, ამიტომ გამოიყენება აქვთ რაკეტებისა და საავიაციო მრეწველობაში.

მიღება: მაგნიუმს ღებულობენ:

- ა) MgCl_2 -ის ნაღლობის ელექტროლიზით. ღღობის ტემპერატურის შესამცირებლად გამოსავალ ნივთიერებას NaCl -ს უმატებენ.
- ბ) მეტალთერმია: დოლომიტის გამოწვით მიღებულ $\text{MgO} \cdot \text{CaO}$ -ს სილიციუმით აღადგენენ.



მაგნიუმი მეტალთა ძაბვის ელექტროქიმიურ რიგში წყალბადამდეა მოთავსებული. ცივ წყალთან ძალიან ნელა მოქმედებს, რადგან წარმოიქმნება ცუდად ხსნადი $\text{Mg}(\text{OH})_2$, რომლის ხსნადობაც გაცხელებისას იზრდება და შესაბამისად იზრდება მაგნიუმის წყალში ხსნადობაც. მჟავაში მაგნიუმი ძალიან კარგად

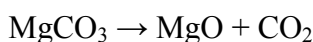
იხსნება გარდა HF-ისა და H₃PO₄-ისა, რომელთანაც მცირედხსნად ნაერთებს წარმოქმნის. ტუტესთან პარკტიკულად არ მოქმედებს.

მაგნიუმის ნაერთები: მისი ჟანგვითი რიცხვი ნაერთებში ყოველთვის +2-ის ტოლია, კოორდინაციული რიცხვი კი 6-ის. მარილების უმრავლესობა წყალში კარგად იხსნება, გარდა ზოგიერთი გამონაკლისისა: MgF₂, MgCO₃, Mg₃(PO₄)₂.

წყალხსნარებში Mg²⁺-იონები უფრო აკვავომპლექსის სახით არის [Mg(H₂O)₆]²⁺, ხსნარიდან მაგნიუმის მარილები კრისტალჰიდრატების სახით გამოიყოფა: MgCl₂ · 6H₂O, Mg(NO₃)₂ · 6H₂O, Mg(ClO₄)₂ · 6H₂O.

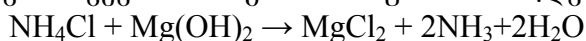
მაგნიუმის უწყლო მარილები საკმაოდ ჰიგროსკოპულია, განსაკუთრებით Mg(ClO₄)₂, რომელიც აირების გასაშრობად გამოიყენება. ანიონური კომპლექსები მას არ ახასიათებს, მაგრამ წარმოქმნის მრავალრიცხოვან ორმაგ მარილებს: CaCO₃ · MgCO₃ – დოლომიტი, Li₃N · Mg₃N₂ და სხვ.

MgO ძნელადღებადი ნივთიერებაა (ღლ.ტ. 2800°C). ღებულობენ MgCO₃-ის გამოწვევით:

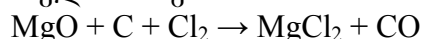


MgO ფუძე ოქსიდია. როგორც ფუძე ოქსიდი, მოქმედებს მჟავა ოქსიდებთან (ნახშირორჟანგთან), წყალთან (ნელა), ადვილად იხსნება მჟავებში. გახურების შემდეგ კარგავს ქიმიურ აქტიურობას.

Mg(OH)₂ წყალში მცირედ ხსნადი თეთრი კრისტალური ნივთიერებაა. საშუალო სიძლიერის ფუძეა. აძევებს ამიაკს ამონიუმის მარილებიდან:



გამოყენების თვალსაზრისით მნიშვნელოვანი ნაერთია MgCl₂. მას პრაქტიკულად ღებულობენ MgO-ის ქლორირებით ნახშირის თანაობისას:



ან ზღვის წყლიდან მოპოვებული MgCl₂ · 6H₂O-ს გაუწყლოებით. მას, ძირითადად, იყენებენ მაგნიუმის მისაღებად და სორელის ცემენტის დასამზადებლად.

წყალბადს მაგნიუმი უშუალოდ არ უერთდება, მაგრამ მისი ჰიდრიდი არსებობს, იგი არაპირდაპირი გზით მიიღება. MgH₂ AlH₃-თან და BeH₂-თან შედარებით გაცილებით იონური ნაერთია, მყარი, არააქროლადი, თერმულად გაცილებით მდგრადია, ვიდრე BeH₂ და Al H₃.

7.3. კალციუმის ქვეჯგუფი

კალციუმი და მისი ანალოგები: კალციუმს (Ca), სტრონციუმს (Sr), ბარიუმს (Ba) და რადიუმს (Ra) აქვთ გაცილებით დიდი ატომური რადიუსი და დაბალი იონიზაციის ენერგია, ვიდრე ბერილიუმსა და მაგნიუმს. ისინი ქიმიური რეაქციების დროს ადვილად კარგავენ სავალენტო ns² ელექტრონებს და წარმოქმნიან (+2) მუხტიან იონებს. დიდი ატომური რადიუსის გამო მათი ატომების მაპოლარიზებელი მოქმედება სუსტია, ამიტომ არაორგანულ ლიგანდებთან მათი კომპლექსები არამდგრადია.

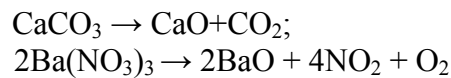
კალციუმი ბუნებაში ერთ-ერთი ფართოდ გავრცელებული ელემენტია. ის აღმოაჩინა ჰემფრი დევიმ 1808 წელს. კალციუმი შედის სილიკატების და ალუმოსილიკატების შემადგენლობაში. შედარებით ფართოდ არის გავრცელებული კირქვის, ცარცის (CaCO₃) და იშვიათად მარმარილოს სახით. საკმაოდ გავრცელებულია ანჰიდრიტი (CaSO₄) და თაბაშირი (CaSO₄ · 2H₂O), ფლუორიტი (CaF₂), აპატიტი [Ca₅(PO₄)₃ (F, Cl ან OH)] და სხვ.

კალციუმის ნაერთებს შეიცავს ბუნებრივი წყლები, რომლებიც მას სიხისტეს ანიჭებს.

სტრონციუმის მნიშვნელოვანი მინერალია SrCO_3 – სტრონციანიტი, SrSO_4 – ცელესტინი. ბარიუმის – BaCO_3 (ვიტერიტი), BaSO_4 – ბარიტი. რადიუმს შეიცავს ურანის მინერალები.

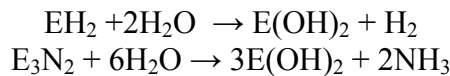
კალციუმის ქვეჯგუფის ელემენტები მოვერცხლისფრო-თეთრია. ჰაერზე მოყვითალო აფსკს იკეთებენ. ისინი აქტიურ არამეტალებთან ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე მოქმედებენ, ხოლო – H_2 , N_2 , C , Si -თან მაღალ ტემპერატურაზე. წყალთან კი ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე შედიან რეაქციაში. ამ რეაქციებში მეტაღთა აქტიურობა იზრდება რიგში $\text{Ca} < \text{Sr} < \text{Ba}$. დიდი ქიმიური აქტიურობის გამო ტუტეშიწათა მეტალებსაც ნავთის ქვეშ ინახავენ.

კალციუმს მისი ქლორიდის ნაღვლობის ელექტროლიზით ღებულობენ. ბარიუმს და სტრონციუმს მათი ოქსიდებიდან ალუმინოთერმიით. CaO – ჩაუმქრალი კირი, BaO , SrO -ს ღებულობენ კარბონატების ან ნიტრატების თერმული დაშლით:



CaO სამრეწველო მიღების ხერხია კირქვის გამოწვა.

აღნიშნული ოქსიდები წყალთან მოქმედებისას შესაბამის ტუტეებს წარმოქმნიან რეაქციებს დიდი რაოდენობის ენერჯის გამოყოფა ახლავს. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ - $\text{Sr}(\text{OH})_2$ - $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – ამ მიმართულებით ტუტეების წყალში ხსნადობა იზრდება. შედარებით ნაკლებად ხსნადი მათ შორის $\text{Ca}(\text{OH})_2$ -ია. აღნიშნული მიმართულებით ტუტეების სიძლიერე და თერმული მდგრადობაც იზრდება. აღნიშნულ ნაერთებს ტუტის ყველა თვისება აქვთ, მოქმედებენ მუავა ოქსიდებთან, მუავებთან და მარილებთან. მათი ნაერთები (EHal_2 , ESO_4 , $\text{E}(\text{NO}_3)_2$, ESiF_6 და სხვ.) ჰიდროლიზს არ განიცდიან, ზოგიერთი მათგანი კი ქმნის ტუტე არეს:



კალციუმის კატიონური კომპლექსნაერთებიდან მნიშვნელოვანია $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$ ანუ $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. კრისტალჰიდრატების წარმოქმნისადმი მიდრეკილებით აიხსნება მათი ნაერთების ჰიგროსკოპულობა. მაგალითად, კალციუმის ქლორიდი გამოიყენება, როგორც გამშრობი საშუალება.

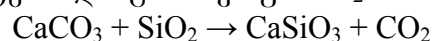
კალციუმისა და მისი ანალოგების დიდი აქტიურობით აიხსნება მრავალრიცხოვანი ზეუანგური ნაერთების წარმოქმნის უნარი. პეროქსიდები EO_2 , ზეპეროქსიდები $\text{E}(\text{O}_2)_2$, პერსულფიდები ESn ($n = 2-5$), პერკარბიდები EC_2 , რიგში Ca , Sr , Ba – ამ ნაერთების მდგრადობა იზრდება.

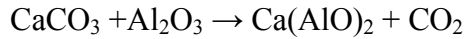
განსაკუთრებით მნიშვნელოვანია კალციუმის ნაერთები ცემენტის, კირის, თაბაშირის, ფოსფატის და კარბიდის სახით.

ცემენტი და მისი შედგენილობა. ცემენტი წარმოადგენს არაორგანულ მჭიდ კომპოზიციას. ძირითადად წარმოადგენს კალციუმის სილიკატს და ალუმინატს, ე.ი. ცემენტის შემადგენლობაში შედის სილიციუმი და ალუმინი, რომლებიც არაორგანულ ჰეტეროჯაჭვურ პოლიმერებს ქმნიან, რომელთა სტრუქტურაში მეორდება – $\text{Si} - \text{O} - \text{Si}$ - და $-\text{Al} - \text{O} - \text{Al}$ - ბმები.

სილიკატებისა და ალუმინატების შემცველობის თანაფარდობის მიხედვით განასხვავებენ სილიკატურ ცემენტს (პორტლანდცემენტი) და ალუმინატურ ცემენტს (თიხამიწოვანი).

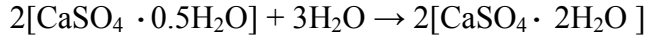
ცემენტს ღებულობენ სპეციალურ ღუმელებში კირქვისა და SiO_2 -ით მდიდარი თიხის ნარევის გაცხელებით $1400-1600^\circ\text{C}$ -ის ფარგლებში. ცემენტის ფხვნილის წყალთან ნარევი წარმოადგენს ცომისებურ მასას, რომელიც თანდათან მყარდება. ცემენტის მიღებისას კირქვა, მოქმედებს რა თიხასთან, წარმოქმნის ალუმინატებს და სილიკატებს და გამოიყოფა CO_2 :





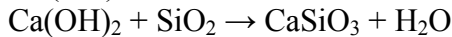
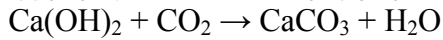
ცემენტის ხსნარის გამყარებისას მიმდინარეობს ჰიდრატაციისა და პოლიკონდენსაციის რთული პროცესები.

2CaSO₄ · H₂O გამომწვარი თაბაშირი ანუ ალებასტრი. მას ამზადებენ თაბაშირის გაცხელებით 150-190°C-ის ფარგლებში. 2CaSO₄ · H₂O-ის წყალთან შერევისას მიმდინარეობს წართმეული წყლის დაბრუნება, რასაც მოყვება მთელი მასის გამყარება.



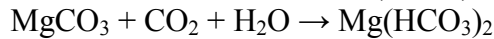
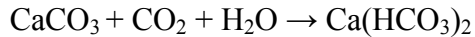
ამ რეაქციაზეა დამყარებული ნახევარწელიანი თაბაშირის გამყარება სამშენებლო საქმეში.

მშენებლობაში გამოიყენება აგრეთვე ჩამქრალი კირის ნარევი სილასთან და წყალთან (კირიანი ხსნარი). ეს ხსნარი მაგრდება Ca(OH)₂-ის ჰაერის ნახშირორ-ჟანგთან და „სილის“ შემადგენელ SiO₂-თან რეაქციების შედეგად:



ორივე რეაქციის შედეგად წყალი გამოიყოფა, აქედან გამომდინარე ამ ხსნარის გამოყენების შემთხვევაში, ახლადაშენებული სახლები დიდხანს ინარჩუნებს სინესტეს.

წყლის სიხისტე. კალციუმისა და მაგნიუმის მარილების შემცველობა ბუნებრივ წყალს სიხისტეს ანიჭებს. კირქვის ფენებთან CO₂-იანი წყლის შეხებისას ადგილი აქვს კარბონატების ჰიდროკარბონატებად გარდაქმნას, რომლებიც წყალში კარგად იხსნებიან:

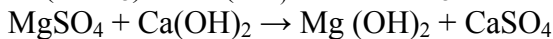
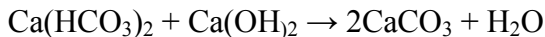
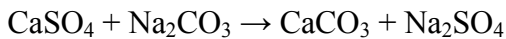


აღნიშნული რეაქციები განაპირობებს ბუნებრივ წყლებში კალციუმისა და მაგნიუმის ჰიდროკარბონატების არსებობას. განასხვავებენ დროებით და მუდმივ სიხისტეს. გარდამავალ ანუ დროებით სიხისტეს წყალს კალციუმისა და მაგნიუმის ჰიდროკარბონატები ანიჭებს, მუდმივს კი – სულფატები და ქლორიდები.

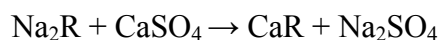
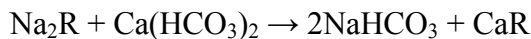
გარდამავალი ანუ დროებითი სიხისტის თავიდან აცილება წყლის დუღილითაც ხერხდება:



ქიმიური საშუალებით წყლის დარბილება დამყარებულია Ca²⁺ და Mg²⁺ უხსნად ნაერთებად გარდაქმნაზე, რაც ხერხდება წყალში ისეთი იონების შეყვანით (CO₃²⁻, PO₄³⁻, OH⁻), რომლებიც Ca²⁺ და Mg²⁺ იონებთან უხსნად ნაერთებს წარმოქმნის. ამ მიზნით გამოიყენება სოდა, პოტაში, ჩამქრალი კირი, ნატრიუმის ფოსფატი და ა.შ.:



ტექნიკაში წყლის დასარბილებლად ყველაზე იაფი საშუალებაა იონიტების გამოყენება. მიმდინარე პროცესი შეიძლება შემდეგი სქემით წარმოვადგინოთ:



სადაც, R – რთული ალუმოსილიკატური ანიონია – [Al₂Si₂O₈ · nH₂O]²⁻

მერვე თავი

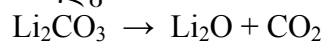
პერიოდული სისტემის I ჯგუფის s-ელემენტები

ტუტე მეტალები

IA ჯგუფის მეტალებს მიეკუთვნება: ლითიუმი (Li), ნატრიუმი (Na), კალიუმი (K), რუბიდიუმი (Ru), ცეზიუმი (Cs) და ფრანციუმი (Fr). ისინი s-ელემენტებია. მათი გარე გარსის ელექტრონული კონფიგურაციაა ns^1 . მათთვის დამახასიათებელია მკვეთრად გამოვლენილი მეტალური ბუნება, რაც იონიზაციის I ენერგიის ძალზე დაბალი მნიშვნელობით აიხსნება. ჯგუფში ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად იზრდება ატომისა და იონის რადიუსები. (ლითიუმისთვის ატომური რადიუსი 0,155 ნმ-ია, ნატრიუმისთვის, კალიუმისთვის, რუბიდიუმისა და ცეზიუმისთვის ატომური რადიუსების მნიშვნელობები შესაბამისად უდრის 0,189 ნმ, 0,236 ნმ, 0,248 ნმ, 0,280 ნმ). ასევე კანონზომიერად იცვლება იონური რადიუსების (0,068 ნმ, 0,098 ნმ, 0,133 ნმ, 0,149 ნმ, 0,165 ნმ, 0,175 ნმ) და იონიზაციის I ენერგიის მნიშვნელობები (5,39 ევ, 5,14 ევ, 4,34 ევ, 4,18 ევ, 3,89 ევ, 3,98 ევ). რაც თავის მხრივ, IA ჯგუფში, ატომური ნომრის ზრდის მიმართულებით ელემენტის მეტალური ბუნების გაძლიერებას განაპირობებს. ამ ჯგუფის ელემენტების ჰიდროქსიდები წყალში ხსნადი ფუძეები, ე.ი. ტუტეებია, საიდანაც გამომდინარეობს მათი სახელწოდება – ტუტე მეტალები. ნაერთებში ამ მეტალების ჟანგვითი რიცხვი ყოველთვის +1-ია. პოლინგის სკალის მიხედვით, ამ მეტალების ელექტროუროვნითობა ყველა სხვა ელემენტების ელექტროუროვნითობაზე ნაკლებია.

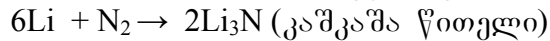
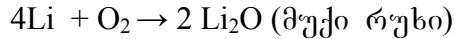
ბუნებაში გავრცელება: IA ჯგუფის (ტუტე) მეტალებიდან ბუნებაში საკმაოდ გავრცელებულია ლითიუმი (0,02 %, აღმოაჩინა შვედმა მეცნიერმა იოჰან არფვედსონმა 1817), ნატრიუმი (2,6 %, აღმოაჩინა ინგლისელმა მეცნიერმა ჰემფრი დევიმ 1807 წელს) და კალიუმი (2,4 %, აღმოაჩინა ჰემფრი დევიმ 1807 წელს). მაღალი ქიმიური აქტიურობის გამო ბუნებაში ისინი მხოლოდ ნაერთების სახით არიან გავრცელებული. ლითიუმი გავრცელებულია (ორი ბუნებრივი იზოტოპის ${}^6\text{Li}$ -7,3 % და ${}^7\text{Li}$ -92,7 %) მინერალების სპორუმენის (LiAlSiO_3)₂, ამბლიგონიტის (LiAlPO_4F) სახით. ნატრიუმი გავრცელებულია სუფრის მარილის (NaCl – გალიტი, ქვამარილი), გლაუბერის მარილის, მირაბილიტის ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, სიღვინიტის ($\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$), კრიოლიტის (NaAlF_4), მინერალ ტრონის ($\text{NaHCO}_3 \cdot \text{Na}_2\text{CO}_3$ მცირედ), ბორაქსის $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, ნატრიუმის გვარჯილის (NaNO_3 , ჩილე) და სხვათა სახით. კალიუმი გავრცელებულია სიღვინიტის, კარნალიტის ($\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$), კაინიტის ($\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$), კალიუმის გვარჯილის (KNO_3 , ინდოეთი) სახით. რუბიდიუმი და ცეზიუმი გავრცელებულია კალიუმის მინერალებში, ხოლო ფრანციუმი რადიოაქტიურია, სტაბილური იზოტოპები არ გააჩნია. ის აღმოჩენილია ურანის რადიოაქტიური დაშლის პროდუქტებში (1939 წელი).

IA ჯგუფის მეტალების ატომების ელექტრონული კონფიგურაცია და შედარებითი დახასიათება: IA ჯგუფის ელემენტების გარე გარსის ელექტრონული კონფიგურაციის მსგავსება მათი ქიმიური თვისებების მსგავსებას განაპირობებს. თუმცა მსგავსებასთან ერთად ლითიუმს სხვა ტუტე მეტალებისგან განსხვავებული თვისებებიც აქვს. მისი იონიზაციის ენერგია უფრო მაღალია და მთელი რიგი თვისებებით მაგნიუმის მსგავსია (დიაგონალური მსგავსება). მისი კარბონატი და ჰიდროქსიდი (მაგნიუმის ანალოგიური ნაერთების მსგავსად) გახურებით იშლება:

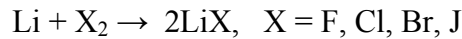




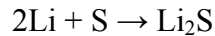
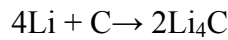
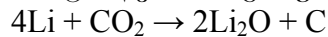
მაშინ, როცა NaOH და KOH გახურებისას დაუშლელად ქროლდება. ასევე განსხვავებულია მისი წყალთან დამოკიდებულებაც. მაგნიუმის მსგავსად, ოთახის ტემპერატურაზე (25°C) წყალთან შედარებით სუსტად რეაგირებს, თუმცა ის საკმაოდ აქტიური ლითონია ქანგბადისა და აზოტის მიმართ. ჰაერზე სწრაფად იჟანგება, ხოლო აზოტთან ყველა სხვა ნივთიერებისაგან განსხვავებით ოთახის ტემპერატურაზე მოქმედებს შესაბამისი ნიტრიდის (Li₃N) წარმოქმნით:



ლითიუმი ჰალოგენებთან ჩვეულებრივ პირობებში მოქმედებს შესაბამისი ჰალოგენიდების წარმოქმნით:



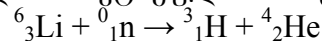
ხოლო წყალბადს, გოგირდს და ნახშირბადს გახურებით უერთდება. გავარვარებული ლითიუმი CO₂-შიც იწვის (მაგნიუმის მსგავსად):



დანარჩენი ტუტე მეტალები ქიმიური თვისებებით (წყალთან და აზოტთან ურთიერთქმედების გარდა) ჰგავს ლითიუმს, მხოლოდ მათი ქიმიური აქტიურობა გაცილებით მაღალია. ისინიც იწვიან ჰალოგენების არეში (ფთხორის და ქლორის არეში თვითაადლებიან), ჰაერზე ადვილად იჟანგებიან, წვისას კი პეროქსიდებს (მაგ., Na₂O₂) ან ჰიპეროქსიდებს (მაგ., KO₂, RbO₂, CsO₂) წარმოქმნიან. წყალს ოთახის ტემპერატურაზე ძალზე ენერგიულად შლიან სითბოს დიდი რაოდენობის გამოყოფით, რასაც ნატრიუმისა და კალიუმის შემთხვევაში გამოყოფილი წყალბადის აალება, ხოლო მომდევნო მეტალების შემთხვევაში აფეთქებაც ახლავს.

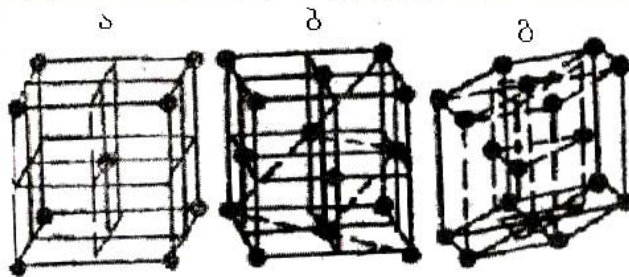
ტუტე მეტალები სხვადასხვა მეტალებთან წარმოქმნიან შენადნობებს. ლითიუმი საინტერესო თვისებების მქონე შენადნობებს წარმოქმნის მაგნიუმთან, ალუმინთან, თუთიასთან და სხვ. შენადნობებს ის ანიჭებს მთელ რიგ სპეციფიკურ, ძვირფას თვისებებს. ასე, მაგალითად ალუმინის შენადნობი, რომელიც 1% ლითიუმს შეიცავს, ხასიათდება მაღალი მექანიკური სიმტკიცით და კოროზიამდებობით, ხოლო 2% ლითიუმის შემცველი სპილენძის შენადნობი მაღალი ელექტროგამტარობით გამოირჩევა. პრაქტიკული თვალსაზრისით, საყურადღებოა ნატრიუმის თხევადი შენადნობი კალიუმთან (ლდ.ტ. -12,6°C), რომელიც ორგანულ სინთეზში გამოიყენება.

ლითიუმის ბირთვული გარდაქმნით წარმოიქმნება ტრიტიუმი, რასაც ატომურ ენერგეტიკაში გარკვეული პრაქტიკული მნიშვნელობა გააჩნია:



ფიზიკური თვისებები: ტუტე მეტალები მოვერცხლისფრო-თეთრი (ცეზიუმი მოოქროსფრო-ყვითელი) მყარი ნივთიერებებია. მიეკუთვნებიან რბილ მეტალებს, რაც მათი მოცულობაცენტრირებული კუბური სტრუქტურით არის განპირობებული. ტუტე მეტალებს დაბალი სიმკვრივე ($\leq 1,9$ გ/სმ³) და ღლობის დაბალი ტემპერატურა (ლითიუმის ლდ.ტ. 180,5 °C, ნატრიუმის – 97,8°C, კალიუმის – 63,6°C, რუბიდიუმის – 39,5°C, ცეზიუმის – 28,4°C) ახასიათებთ. მოცულობაცენტრირებულ კუბურ სტრუქტურაში კოორდინაციული რიცხვი 8-ის ტოლია. ყველაზე მაღალი სიმტკიცით გამოირჩევა ჰექსაგონალური სტრუქტურის მეტალები. წახნაგცენტრირებული სტრუქტურის მქონე მეტალებს (სპილენძი, ალუმინი და სხვ. შუალედური მდგომარეობა უკავია. ზოგიერთი მეტალისთვის (მაგ., რკინა, კალა და სხვ.), პირობების მიხედვით დამახასიათებელია პოლიმორფიზმი – სხვადასხვა ტიპის კრისტალური სტრუქტურის წარმოქმნის უნარი. რკინისათვის დამახასია-

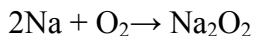
თებელია მოცულობაცენტრირებული და წახნაგცენტრირებული კუბური სტრუქტურა, რაც მათ ზოგიერთი ფიზიკური თვისების განსხვავებაში ვლინდება.



ნახაზი 28. მეტალების კრისტალური სტრუქტურა.
 ა - ჰექსაგონალური, ბ - წახნაგცენტრირებული კუბური,
 გ - მოცულობა-ცენტრირებული კუბური

ნაერთები: ლითიუმისათვის, ისევე როგორც მისი ანალოგებისთვის, დამახასიათებელია იონური ბმის წარმოქმნა. მათი იონების მაპოლარიზებელი მოქმედება არაარსებითია (გარდა ლითიუმისა). რაც შეეხება კომპლექს-წარმოქმნას, ეს უნარი მათ ნაკლებად ახასიათებთ (შედარებით მეტი რაოდენობით არის მიღებული ლითიუმის შემცველი კომპლექსნაერთები).

ტუტე მეტალები ჟანგბადს ადვილად უერთდებიან (მათ ნავთის ქვეშ ინახავენ), თუმცა ზოგიერთი მათგანის ოქსიდის მიღება პრაქტიკული თვალსაზრისით, მარტივი არ არის. მაგ., ნატრიუმის ჟანგბადში წვისას მიიღება ნატრიუმის პეროქსიდი:



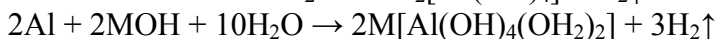
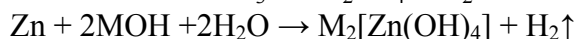
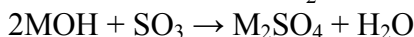
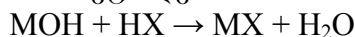
ოქსიდის მისაღებად მას ნატრიუმით ადაღვენენ:



ტუტე მეტალები ძლიერი აღმდგენებია. ლითიუმს მეთილამინის ან ეთილამინის არეში შეუძლია ადაღვინოს არომატული ნახშირწყალბადები ციკლო-ჰექსანამდე ან მათ ჰომოლოგებამდე. ნატრიუმი, ზემოაღნიშნული უნარის გამო, თხევად ამიაკში ანაცვლებს წყალბადს შესაბამისი ამიდის წარმოქმნით:



IA ჯგუფის ელემენტების ოქსიდები ტიპური ფუძე ოქსიდებია. წყალთან ენერგიულად რეაგირებენ დიდი რაოდენობით სითბოს გამოყოფით და ტუტეების წარმოქმნით. მუავებთან, მუავა და ამფოტერულ ოქსიდებთან წარმოქმნიან მარილებს. ტუტე მეტალთა ჰიდროქსიდები ძლიერი ელექტროლიტებია. მათთვის დამახასიათებელია კარგი ხსნადობა და მაღალი ჰიგროსკოპულობა. ისინი ენერგიულად მოქმედებენ მუავებთან, მუავა ოქსიდებთან, ამფოტერულ მეტალებთან და ოქსიდებთან, არამეტალებთან:

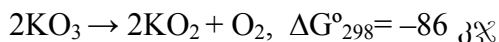


ტუტე ბუნებით და წყალში ხსნადობით ლითიუმის ჰიდროქსიდი ჩამორჩება სხვა ტუტე მეტალების ჰიდროქსიდებს.

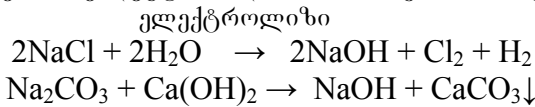
ზოგიერთი ტუტე (მაგ., KOH) მყარ მდგომარეობაში იჟანგება ოზონით შესაბამისი ოზონიდების და მოლეკულური ჟანგბადის წარმოქმნით:



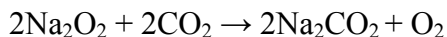
ოზონიდები დაყოვნებისას იშლებიან ჰიპეროქსიდის და მოლეკულური ჟანგბადის წარმოქმნით:



ტუტეები მრეწველობაში მიიღება შესაბამისი ჰალოგენიდების (მაგ., NaOH-ის შემთხვევაში) წყალხსნარების ელექტროლიზით ან კარბონატული მეთოდით:



ტუტე მეტალების (განსაკუთრებით ნატრიუმის და კალიუმის) მარილებს შორის გამორჩეული ადგილი უკავია ჰალოგენიდებს, ნიტრატებს და კარბონატებს (ჰიდროკარბონატებს). ჰალოგენიდები და ნიტრატები ბუნებაში მოიპოვება, კალიუმის კარბონატს შეიცავს ნაცარი, ნატრიუმის ჰიდროკარბონატს და კარბონატს სინთეზურად ღებულობენ (იხ. ნახშირბადთან). ნატრიუმის კარბონატი წარმოიქმნება აგრეთვე ნატრიუმის პეროქსიდზე ნახშირბად(IV) ოქსიდის მოქმედებით:

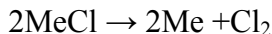


ამ რეაქციას იყენებენ წყალქვეშა ნაგებში ან კოსმოსურ საფრენ აპარატებში ჟანგბადის რეგენერაციისათვის.

დიდი პრაქტიკული მნიშვნელობა ენიჭება კალიუმის სულფატს, რომელსაც იყენებენ კალიუმთან სასუქად და მინის წარმოებაში, აგრეთვე კარბონატებს, რომელთაც იყენებენ მინის და საპნის წარმოებაში.

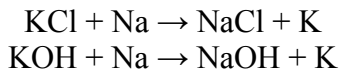
მიღება და გამოყენება:

ლითიუმი და ნატრიუმი, ძირითადად, მიიღება მათი ქლორიდების ნაღობების ელექტროლიზით:



ტუტეების ელექტროლიზით მეტალების მიღება ნაკლებ ეფექტურია მათი წყლის ორთქლთან ურთიერთქმედების შედეგად გამოსავლიანობის საგრძნობი შემცირების გამო.

კალიუმს ღებულობენ მის გამლღვალ ქლორიდზე ან ჰიდროქსიდზე ნატრიუმის ორთქლის მოქმედებით (ნატრიუმთერმიული მეთოდი). ნატრიუმის ორთქლის სიმკვრივესთან შედარებით კალიუმის ორთქლის დაბალი სიმკვრივის გამო, გამოძევდება კალიუმი:



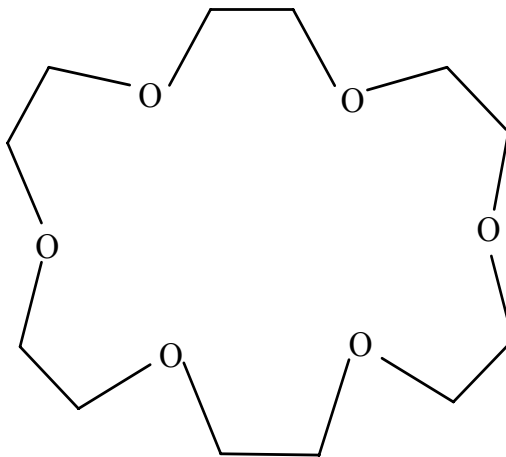
რუბიდიუმი და ცეზიუმი ასევე მიიღება მეტალთერმიული და თერმული დაშლის მეთოდებით.

ტუტე მეტალები Li, Na და K, ძირითადად, გამოიყენება ზოგიერთ მეტალთან შენადნობების სახით, აგრეთვე ატომურ რეაქტორებში თბომატარებლებად.

ნაერთების სახით ტუტე მეტალებს გაცილებით ფართო გამოყენება აქვთ. ისინი გამოიყენება მინერალურ სასუქად (გვარჯილები, კალიუმის სულფატი, კალიუმ-აზოტიანი სასუქები), კატალიზატორებად და ქიმიურ რეაგენტებად სხვადასხვა სინთეზებში, მედიცინაში (ფიზიოლოგიური ხსნარი – NaCl-ის 0,82 %-იანი ხსნარი, KBr – ნერვული დაავადებების სამკურნალოდ და ნერვული რეფლექსების გადაცემის დასარეგულარებლად, სარეცხ (ნატრიუმის კარბონატი – სარეცხი სოდა) და მათეთრებელ საშუალებად (პერბორატები და პერსულფატები), წყალბადის, ქლორის და ნატრიუმის ტუტის მისაღებად (ნატრიუმის ქლორიდის წყალხსნარი), მეტალური ნატრიუმის მისაღებად – NaCl, მინის წარმოებაში (ნატრიუმის და კალიუმის კარბონატები, ნატრიუმის სულფატი), საპნის წარმოებაში (კაუსტიკური და კალციინირებული სოდა, პოტაში – იყენებდნენ ჯერ კიდევ გალები). რუბიდიუმის და ცეზიუმის ზოგიერთი ნაერთი გამოიყენება მედიცინაში.

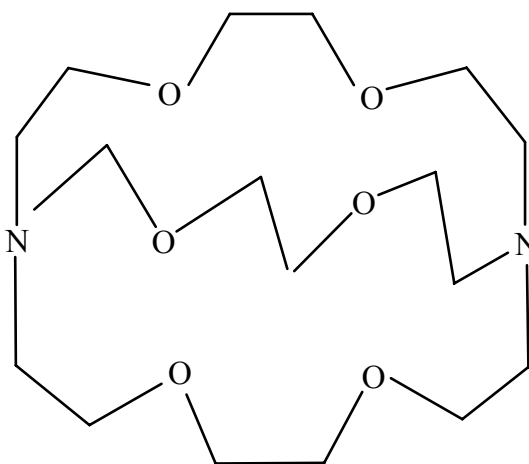
კომპლექსწარმოქმნის უნარი: როგორც აღვნიშნეთ, ტუტე მეტალების კომპლექსწარმოქმნის უნარი ძალიან დაბალია, თუმცა არცთუ ისე დიდი ხნის წინ მიღებული იქნა მათი კომპლექსები სპეციფიკური ტიპის ლიგანდებთან –

კრაუნ-ეთერებთან (ა) და კრიპტანდთან (ბ). კომპლექსის მდგრადობა დამოკიდებულია კრაუნ-ეთერის სტრუქტურასა და მეტალის ბუნებაზე.



(ა)

18-კრაუნ-6-10H



(ბ)

კრიპტანდი

სქემა 9.

კრიპტანდები არის უფრო ძლიერი და სელექტიური აგენტები ტუბე მეტალების “შესაბმელად”, რასაც მათი მოლეკულების პოლიციკლურ სტრუქტურას და აზოტის ატომების შემცველობას უკავშირებენ.

მეცხრე თავი

პერიოდული სისტემის VIII ჯგუფის s- და p-ელემენტები

კეთილშობილი აირები

კეთილშობილ აირებს (ჰელიუმის გარდა) ატომთა გარე შრეზე აქვთ 8 ელექტრონი, რომლებიც წარმოქმნიან ძალიან მდგრად სისტემას. კიდევ უფრო მდგრადია ჰელიუმის ატომის ორელექტრონიანი გარსიც. აქედან გამომდინარე, მათი ატომები ხასიათდებიან იონიზაციის მაღალი ენერგიით და როგორც წესი, ელექტრონისადმი სწრაფვის უარყოფითი მნიშვნელობით.

	He,	Ne,	Ar,	Kr,	Xe,	Rn
$E \xrightarrow{-\tilde{\epsilon}} E^+$ ევ	24.59	21.56	15.76	14	12.13	10.75

ჰელიუმი აღმოჩენილი იქნა მზეზე 1868წ. მზის სპექტრის შესწავლისას შენიშნეს მკვეთრი ყვითელი ხაზი, რომელიც არ იყო იმ დროს ცნობილ არცერთი ელემენტის სპექტრში. ეს ამტკიცებდა მზეზე ახალი ელემენტის არსებობას, რომელიც დედამიწაზე ცნობილი არ იყო. ამ ელემენტს ჰელიუმი უწოდეს, რაც ბერძნულად მზეს ნიშნავს.

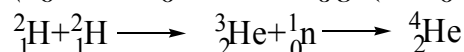
1889წ. რამზაიმ მინერალ კლევეიტის გაცხელებით მიიღო იგივე აირი. რომლის სპექტრიც ჰელიუმის სპექტრის ანალოგიური აღმოჩნდა.

1894წ. რელეიმ ყურადღება მიაქცია ქიმიური გზით და ჰაერიდან მიღებულ აზოტის სიმკვრივეთა განსხვავებას. განსხვავება დიდი არ იყო (ქიმიურად მიღებულის $1.2506 \cdot 10^{-3}$ მ/სმ³ და ატმოსფეროდან მოლეკულის $1.2572 \cdot 10^{-3}$ მ/სმ³, მაგრამ ეს შედეგი მეტად მნიშვნელოვანი აღმოჩნდა, რომელმაც რამზაი და რელეი მიიყვანა კეთილშობილი აირების აღმოჩენამდე. მათ აჩვენეს, თუ რა დიდი მნიშვნელობა აქვს აირის სიმკვრივის განსაზღვრას მისი ქიმიური იდენტიფიკაციისათვის.

რამზაიმ და რელეიმ ყველა კეთილშობილი აირი გამოყვეს ცალ-ცალკე, გარდა რადონისა. დაამტკიცეს მათი ერთატომიანობა და დაადგინეს, რომ ისინი ინერტულები არიან ყველა ჩვეულებრივი რეაგენტის მიმართ. ამ მეცნიერებმა დაამტკიცეს აგრეთვე α -ნაწილაკებისა და იონიზირებული ჰელიუმის იდენტურობა.

ჰელიუმი წყალბადის შემდეგ ყველაზე მსუბუქი აირია, თხევად მდგომარეობაში მისი გადაყვანა 1908 წლამდე არ მოხერხდა. თხევადი ჰელიუმის აღორტულებისას მიიღება ტემპერატურა, რომელიც რამდენიმე გრადუსით აღემატება აბსოლუტურ ნულს.

დედამიწაზე ჰელიუმი არა მარტო ატმოსფეროშია ($5.2 \cdot 10^{-4}\%$), არამედ მისი მნიშვნელოვანი რაოდენობა გამოიყოფა ზოგიერთ ადგილებში დედამიწის წიაღიდან ბუნებრივ აირებთან ერთად, რომელთა სპექტრალური ანალიზი ამ ელემენტის არსებობას ამტკიცებს. სამყაროში მის დაგროვებას განაპირობებს წყალბადის ჰელიუმად გარდაქმნის თერმობირთვული რეაქცია:



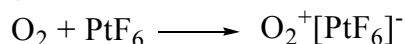
ჰელიუმს ღებულობენ ზოგიერთი ბუნებრივი აირიდან, რომელშიც ის შედის, როგორც რადიოაქტიური ელემენტების დაშლის პროდუქტი. მას იყენებენ მეტალთა ავტოგენური შედუღების დროს ინერტული არის შესაქმნელად. ასევე ატომურ ენერგეტიკაში. ის გამოიყენება დაბალი ტემპერატურების ფიზიკაში მუშაობისას. გამოიყენება თერმომეტრებში, რომელიც მუშაობს 1-დან 80k-მდე ტემპერატურის ფარგლებში.

ნეონის, არგონის, კრიპტონის და ქსენონის მიღებას ჰაერიდან აწარმოებენ. ინერტულ აირებს შორის ჰაერში ყველაზე დიდი რაოდენობით არგონია (0.93%).

ბუნებაში ის წარმოიქმნება – ^{40}K იზოტოპისაგან ბირთვული რეაქციით. ნეონი (აღმოაჩინა შოტლანდიელმა უ. რამზაიმ და ინგლისელმა მ. ტრანვერსმა 1898 წელს) და არგონი (აღმოაჩინეს შოტლანდიელებმა უ. რამზაიმ და დ. რელიემ) გამოიყენება ვარვარების ლამპების ასავსებად. ამ აირებით ავსებენ აგრეთვე აირმანათებელ მილებს, ნეონისათვის დამახასიათებელია წითელი ნათება, არგონისათვის მოლურჯო-ციფერი. არგონი, რომელიც კეთილშობილ აირთა შორის ყველაზე ხელმისაწვდომია, გამოიყენება იმ მეტალურგიულ და ქიმიურ პროცესებში, რომლებიც ინერტულ გარემოს საჭიროებენ.

დიდი ხნის განმავლობაში ითვლებოდა, რომ კეთილშობილ აირთა ატომებს სხვა ელემენტის ატომებთან ქიმიური ბმის წარმოქმნა არ შეეძლო. ცნობილი იყო მხოლოდ შედარებით არამდგრადი მოლეკულური ნაერთები – კეთილშობილ აირთა ჰიდრატები: $\text{Ar} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Kr} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Xe} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. ეს ნაერთები მიეკუთვნება კლატრატებს. ასეთ ნერთებში ვალენტური ბმები არ არის. მათ წარმოქმნას ხელს უწყობს ყინულის კრისტალურ მესერში არსებული მრავალრიცხოვანი ღრმეულები.

მეცნიერები დიდხანს ცდილობდნენ მიეღოთ ამ ელემენტების რეალური (მდგრადი) ნაერთები. 60-იანი წლების დასაწყისში მეცნიერი ბერტლეტი იკვლევდა რა ძლიერი მუანგავის – პლატინის ჰექსაფთორიდის თვისებებს, რომელმაც მოლეკულურ ჟანგბადს დააკარგვინა ელექტრონი დიოქსიგენილჰექსაფთორპლატინა(V)-ის წარმოქმნით:



მივიდა იმ დასკვნამდე, რომ იგივე მუანგავით შესაძლებელი იქნებოდა კეთილშობილ აირთა ნაერთების მიღებაც, რამდენადაც მოლეკულური O_2 -ის და ქსენონის (აღმოაჩინეს შოტლანდიელებმა უ. რამზაიმ და მ. ტრანვერსმა 1898 წ.) იონიზაციის ენერგიები დაახლოებით ერთნაირია: ჟანგბადის – 180 კჯ/მოლი, ქსენონის 170 კჯ/მოლი. მართლაც, ქსენონის და PtF_6 შერევისთანავე წავიდა რეაქცია, ყვითელი ფერის ნალექის წარმოქმნით. შესაძლებელი გახდა სუფთა $\text{Xe}[\text{PtF}_6]$ -ის გამოყოფა.

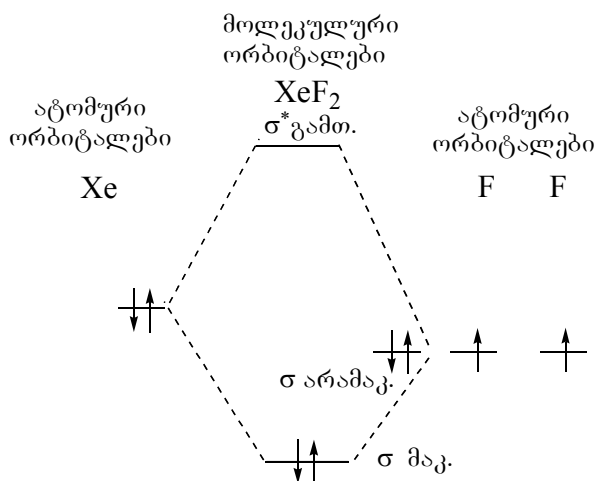
ასე გაქარწყლდა მითი კეთილშობილ აირთა ინერტულობის შესახებ. ამის შემდეგ ძალიან მალე ამერიკაში მიიღეს ნაერთი $\text{Xe}[\text{SiF}_6]$.

მარტივად იქნა მიღებული ქსენონის ფთორიდები: XeF_2 , XeF_4 , XeF_6 , მარტივი ნივთიერების პირდაპირი ურთიერთქმედებით. ქსენონი იწვის ფტორის არეში, მნათი ალით. ფთორით ქსენონის დაჟანგვის პროდუქტების შედგენილობა დამოკიდებულია ალბულის ნარევის შედგენილობაზე, დროზე და ურთიერთქმედების პირობებზე. შედარებით დაბალი იონიზაციის ენერგიები აქვთ Kr , Xe , Rn . ამით აიხსნება, სხვა კეთილშობილ აირებთან შედარებით მათი მაღალი ქიმიური აქტიურობა. XeF_2 -ის მოლეკულის აქვს ხაზოვანი ფორმა. მისი წარმოქმნა დაკავშირებულია სამცენტრიანი, ოთხელექტრონიანი მოლეკულური ორბიტალის წარმოქმნასთან.

როგორც გამოთვლებმა აჩვენა, Kr -ის და Xe -ის ატომებში p- ელექტრონების სხვა ენერგეტიკულ მდგომარეობაში გადაყვანას სჭირდება დიდი ენერგია. მაგ. ქსენონის ატომის ნორმალური მდგომარეობიდან $5s^25p^6$ -დან $5s^25p^5ns^1$ და $5s^25p^5nd^1$ მდგომარეობაში გადასვლას სჭირდება შესაბამისად 795 და 960 კჯ/მოლი, ხოლო $5s^25p^45d^2$ და $5s^25p^45d^1ns^1$ -მდე აგზნებას 1750 და 1930 კჯ/მოლი, ენერგიის ასეთი დიდი დანახარჯი არ კომპენსირდება ორელექტრონიანი ბმების წარმოქმნისას.

ქსენონის ქვეჯგუფის ელემენტების ნაერთთა წარმოქმნის მექანიზმის ახსნა შესაძლებელი გახდა წარმოდგენებით ოთხელექტრონიანი, სამცენტრიანი ბმების წარმოქმნის შესახებ. მაგ. XeF_2 -ის წრფივ მოლეკულაში Xe -ის ატომის ერთ-ერთი

5p-ორბიტალისა და ფთორის ატომების ორი 2p ორბიტალებისაგან წარმოიქმნება სამი მოლეკულური ორბიტალი – მაკავშირებელი, არამაკავშირებელი და გამთიშავი.

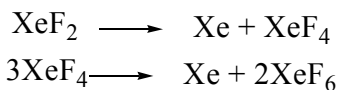


სქემა 10. ატომური ორბიტალებიდან XeF₂-ის მოლეკულური ორბიტალები წარმოქმნა

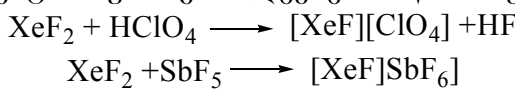
ოთხი სავალენტო ელექტრონი ($Xe5p^2 + F_{2p^1} + F_{2p^1}$) ავსებს მაკავშირებელ და არამაკავშირებელ ორბიტალებს შედეგად წარმოიქმნება საკმაოდ მტკიცე ბმა. არამაკავშირებელი ორბიტალი პრაქტიკულად კონცენტრირებულია ფთორის ატომთან. ადგილი აქვს ელექტრონული სიმკვრივის გადანაცვლებას ფთორის ატომისაკენ, ამიტომ ამ უკანასკნელის მუხტი უარყოფითია.

სამცენტრიანი ბმა ვრცელდება F-Xe-F-ის მთელ სისტემაზე. მეორე p-ორბიტალს (რომელიც პირველთან სწორ კუთხეს ქმნის), შეუძლია წარმოქმნას მეორე სამცენტრიანი ბმა (XeF₄-ში). მესამე p ორბიტალს – მესამე სამცენტრიანი ბმა (XeF₆-ში) p-ორბიტალების განლაგებიდან გამომდინარე შესაძლებელია მოლეკულების გეომეტრიულ ფორმებზე მსჯელობა: XeF₂ – წრფივი, XeF₄ – ბრტყელტეტრაედრული აღნაგობა აქვს, XeF₆ უნდა ჰქონოდა ოქტაედრული, თუმცა სინამდვილეში აქვს დამახინჯებული ოქტაედრის ფორმა, რასაც გამარტივებული მოლეკულური ორბიტალების მეთოდი არ ითვალისწინებს. უფრო ზუსტი პროგნოზირებისათვის საჭიროა მოლეკულური ორბიტალების დელოკალიზაციის გათვალისწინება.

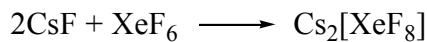
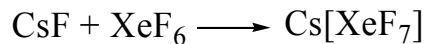
კეთილშობილ აირთა ფთორიდები ჩვეულებრივ პირობებში მდგრადი კრისტალური ნაერთებია, ისინი ადვილად დისპროპორციონირდებიან, განსაკუთრებით გაცხელებისას.



Xe-ის უანგვითი რიცხვის ზრდასთან ერთად შემჩნეულია ზოგადი კანონზომიერება. ერთი ტიპის ნაერთებში ფუძე თვისების შემცირება და მჟავურობის ზრდა XeF₂, როგორც ფუძე თვისების ნივთიერება მოქმედებს მჟავებთან მარილების წარმოქმნით და მჟავური ბუნების მქონე ნივთიერებებთან SbF₅, NbF₅, TaF₅ და ა.შ კატიონური კომპლექსების წარმოქმნით.

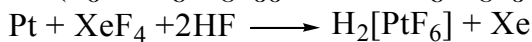


XeF₂ და XeF₄-ისაგან განსხვავებით XeF₆ ამფოტერულია. უფრო ძლიერი მჟავური ბუნების ნაერთებთან კატიონური კომპლექსის ნაწარმს წარმოქმნის მაგ., [XeF₅][SO₃F], ხოლო ფუძე ფთორიდებთან ჰეპტა ან ოქტაფთოროქსენატს(VI).

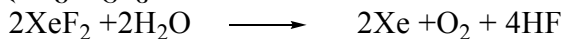


Cs-ისა და Rb-ის ფთორქსენატები(VI) ქსენონის ყველაზე მდგრადი ნაერთებია, არ იშლება 400°C მდე გაცხელებისას.

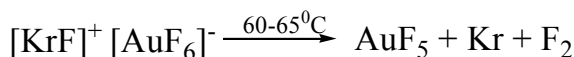
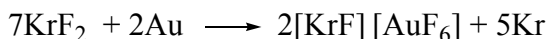
ფთორიდები ყველა ძლიერი მუანგავეებია XeF_4 უანგავს Pt-ს:



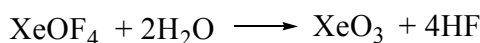
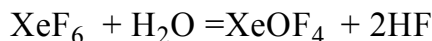
დიფთორიდი წყალს უანგავს:



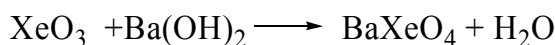
კრიპტონის დიფთორიდიც ძლიერი მაფტორირებელი რეაგენტია. ის შეიძლება გამოყენებულ იქნას მეტალთა არადამახასიათებელი უანგავით რიცხვის მქონე ნაერთების მისაღებად.



მიღებულია აგრეთვე $\text{Xe}(+6)$ -ის სხვა ნაწარმებიც. XeO_3 თეთრი, არააქროლადი, ფეთქებადი ნივთიერება ($\Delta H^0 = 401.7$ კჯ/მოლი), ტრიგონალური პირამიდის ფორმის. ის ადვილად წარმოიქმნება XeF_6 , XeOF_4 -ის ჰიდროლიზით და XeF_4 -ის უანგავა-აღდგენითი ჰიდროლიზით.



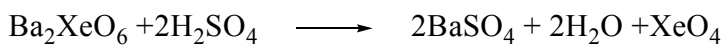
XeO_3 -მუავა ბუნების ოქსიდია, ტუტეებთან მოქმედებს მარილების წარმოქმნით:



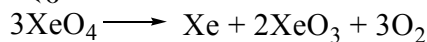
როგორც ვხედავთ, ქსენონი მდგრად ნაერთებს წარმოქმნის მხოლოდ ძლიერ ელექტროუარყოფით ელემენტებთან: ფთორთან ($X=4,0$) და უანგავთან ($X=3,5$) და ამ ელემენტების შემცველ სხვადასხვა ჯგუფებთან.

ძლიერი მუანგავეების მოქმედებით მიღებული ნაერთები სადაც Xe-ის უანგავითი რიცხვი არის +8. ასეთი ნაერთებიდან ცნობილია XeF_8 , ტეტრაოქსიდი XeO_4 და ოქსოჰექსაფთორიდი XeOF_6 .

ქსენონის ტეტრაოქსიდი მიიღება M_4XeO_6 -ის მარილებზე კონც. H_2SO_4 -ის მოქმედებით.



XeO_4 -აირია, ნელა იშლება



Xe-V პერიოდის სხვა p-ელემენტების მსგავსად (TeO_6^{6-} , IO_6^{5-}) წარმოქმნის ჰექსაოქსოქსენატებს(VIII) XeO_6^{4-} -იონით. ქსენონის (VIII) ნაერთები ძლიერი მუანგავეებია (უფრო ძლიერი მუანგავიცაა, ვიდრე MnO_4^- -იონი მუავა არეში და ფთორი). ქსენონის ნაერთების საშუალებით შესაძლებელი გახდა პრაქტიკულად ყველა ელემენტის დაუანგავა უმაღლეს უანგავით რიცხვამდე, მიღებულია AuF_5 , BrF_7 და ა.შ.

კეთილშობილ აირებს შორის ყველაზე იშვიათი ელემენტი რადონია, (აღმოაჩინა ფრიდრიხ ერნსტ დორნმა 1898 წელს) მისი ყველა იზოტოპი რადიოაქტიურია. მისი ატომის იონიზაციის ენერგია ყველაზე დაბალია (კეთილშობილი აირების ატომებს შორის). აქედან გამომდინარე, Rn მათ შორის ყველაზე აქტიური უნდა იყოს, მაგრამ რადიოაქტიური ბუნება აძნელებს მისი მონაწილეობით ექსპერიმენტების ჩატარებას. რადონისა და F_2 -ის ნარევის

გაცხელებით მიღებულია არააქროლადი პროდუქტები, რომელიც შეიძლება იყოს რადონის იონური ფთორიდები.

ბუნებაში რადონი $^{222}_{86}\text{Rn}$ მუდმივად წარმოიქმნება. ის წარმოადგენს მოსახლეობის რადიოაქტიური დასხივების ძირითად წყაროს. დასხივების ძირითად ნაწილს ადამიანი დაშლის პროდუქტების სახით იღებს, რომელიც ჩასუნთქულ ჰაერთან ერთად ხვდება მის ორგანიზმში. მას არა აქვს სუნი და გემო, გროვდება სარდაფებში, შენობებში რომელიც არ ნიავდება. გამოიყოფა ნიადაგიდან, შენობის კედლებიდან, სათბობიდან, წყლიდან და ა.შ. გაუნიავებელ ოთახში დღე-ღამის განმავლობაში მისი რაოდენობა 6-ჯერ იზრდება. აბაზანის გავლენის შემთხვევაში კი 40-ჯერ.

მეათე თავი

გარდამავალი მეტალების ზოგადი დახასიათება

გარდამავალი იმ ელემენტებს ეწოდებათ, რომელთაც თავისუფალ-ნეიტრალურ ატომებში d- ან f-ორბიტალები ნაწილობრივ აქვთ ელექტრონებით შევსებული. ისინი განლაგებული არიან დიდ პერიოდებში s- ან p-ელემენტებს შორის. უფრო გაფართოებული განმარტებით გარდამავალს ისეთ ელემენტებსაც მიაკუთვნებენ, რომელთაც d- ან f-ორბიტალები ნაწილობრივ შევსებული აქვთ არა ნეიტრალურ ატომებში, არამედ თუნდაც რომელიმე ქანგვითი რიცხვის მქონე მდგომარეობაში. მაგ., Cu, Ag, Au გარდამავალი მეტალებია. რამდენადაც Cu^{2+} -ს აქვს $3d^9$, $Ag^{2+} - 4d^9$ და $Au^{3+} - 5d^8$ ელექტრონული კონფიგურაცია. გარდა ამისა, ეს ელემენტები გარდამავალს უნდა მივაკუთვნოთ თუნდაც სუფთა ქიმიური თვალსაზრისითაც, რამდენადაც მათი ქიმიური თვისებები მთლიანად შეესაბამება გარდამავალ მეტალთა თვისებებს.

ამ გაფართოებული განმარტების თანახმად, პერიოდულ სისტემაში არსებულ ელემენტთა დიდი ნაწილი გარდამავალს მიეკუთვნება.

გარდამავალი ელემენტები რამდენიმე ზოგად თვისებებს ფლობენ:

1. ყველა გარდამავალი ელემენტი მარტივი ნივთიერების სახით არის მეტალი (მათი სავალენტო ელექტრონების რიცხვი გაცილებით ნაკლებია სავალენტო ორბიტალების რიცხვზე).

2. ყველა მათგანი ხასიათდება სითბო- და ელექტროგამტარობით. d-ელემენტების მიერ წარმოქმნილ მარტივ ნივთიერებებში ატომთა შორის კავშირების ენერგეტიკაში ძირითადი წვლილი d-ელექტრონებს შეაქვს. ეს განსაკუთრებით ოჯახების შუა d-ელემენტებში შეიმჩნევა, რომელთაც გაუწყვილებელი d-ელექტრონების მაქსიმალური რიცხვი აქვთ. აქედან გამომდინარე, მათი ატომიზაციის ენერგიები ძალიან მაღალია, ასევე მაღალია მათი ღებობისა და დუღილის ტემპერატურები. გარდამავალი d-მეტალები ყოველდღიურ პრაქტიკაში ფართოდ გამოყენებული ტიპური მეტალებია.

3. ყველა მათგანს ერთმანეთთან და სხვა მეტალებთან შენადნობების წარმოქმნის უნარი აქვთ.

4. ბევრი მათგანი იხსნება მინერალურ მჟავებში, თუმცა მათ შორის არიან ე.წ. “კეთილშობილი” მეტალები, რომლებიც მათი ელექტროდული პოტენციალების მნიშვნელობებიდან გამომდინარე მჟავებთან ჩვეულებრივ არ მოქმედებენ.

5. ზოგიერთი გამონაკლისის გარდა, ისინი ცვალებადი და ხშირად მნიშვნელოვნად განსხვავებული ქანგვითი რიცხვებით ხასიათდებიან. d-ელემენტებს გარე შრეში ერთი ან ორი (ns) ელექტრონი აქვთ. ისინი ხასიათდებიან $(n-1)d$, ns და np ორბიტალების ენერგეტიკული სიახლოვით. ამიტომ ქიმიური ბმების წარმოქმნაში ეს ორბიტალები მონაწილეობენ, რაც განაპირობებს მათთვის დამახასიათებელ ცვალებად ქანგვით რიცხვებს. აქედან გამომდინარე, მათთვის ძლიერ დამახასიათებელია ქანგვა-აღდგენით რეაქციებში მონაწილეობა. ასევე დამახასიათებელია მკვეთრად განსხვავებული ფუძე-მჟავური თვისებების მქონე ნაერთების წარმოქმნის უნარი.

6. ელექტრონებით ნაწილობრივ შევსებული ორბიტალების გამო მათ პარამაგნიტური ნაერთების წარმოქმნის უნარი აქვთ.

ყველა გარდამავალი მეტალი შეიძლება სამ ჯგუფად დაიყოს: ა) ძირითადი ანუ d-ჯგუფი; ბ) ლანთანიდები; გ) აქტინიდები.

ძირითად ანუ d-ჯგუფს მიეკუთვნება ელემენტები, რომელთაც ნაწილობრივ შევსებული მხოლოდ d-ორბიტალები აქვთ. ამ ჯგუფის პირველი, ყველაზე

მსუბუქი ელემენტი არის სკანდიუმი (ელექტრონული კონფიგურაციით $3d4s^2$), შემდეგი მომდევნო 8 ელემენტი (Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu), რომელთაც აგრეთვე ნორმალურ მდგომარეობაში თავისუფალ ატომში (გარდა სპილენძისა) d-ორბიტალები ნაწილობრივ აქვთ შევსებული. ისინი შეადგენენ d-გარდამავალი ელემენტების პირველ რიგს.

თუთიის ატომის ელექტრონული კონფიგურაცია არის $3d^{10}4s^2$, მას, როგორც თავისუფალ ატომში, ისე ნებისმიერ ნაერთში d-ორბიტალები ბოლომდე (d^{10}) აქვთ შევსებული. ასე, რომ თუთია არ არის გარდამავალი ელემენტი, ისევე, როგორც პერიოდულ სისტემაში მისი მომდევნო 8 ელემენტი. იტრიუმიდან დაწყებული, რომლის ძირითადი მდგომარეობისათვის დამახასიათებელია კონფიგურაცია $4d5s^2$, იწყება d-გარდამავალი მეტალების მეორე რიგი. მომდევნო 8 ელემენტს (Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd, Ag) აქვს ნაწილობრივ შევსებული 4d-ორბიტალები თავისუფალ ატომში (გარდა ვერცხლისა) ან ერთ ან რამდენიმე იონში (გარდა იტრიუმისა). ეს არის ცხრა ელემენტისაგან შემდგარი d-გარდამავალი ელემენტების მეორე რიგი.

მომდევნო ელემენტებს d-ორბიტალები ყველა მდგომარეობაში აქვთ შევსებული. ეს გრძელდება ლანთანამდე, რომელსაც ძირითად მდგომარეობაში აქვს კონფიგურაცია $5d6s^2$. მოსალოდნელი იყო, რომ მომდევნო ელემენტებში გაგრძელდებოდა d-ორბიტალების ელექტრონებით შევსება.

სინამდვილეში ასე არ ხდება. აღმოჩნდა, რომ 4f-ორბიტალები ენერგეტიკულად რამდენადმე უფრო მდგრადია, ვიდრე 5d, ამიტომ მომდევნო 14 ელემენტში ელექტრონებით ივსება 4f-ორბიტალები, ვიდრე მაქსიმუმს არ მიაღწევს ლუტეციუმში (ლუტეციუმის ელექტრონული კონფიგურაციაა $4f^{14}5d6s^2$), ე.ი. ამ ორ ელემენტში (La და Lu) ყველა ორბიტალი შევსებულია, 5d ორბიტალის გარდა, ამიტომ ამ ორი ელემენტის მიკუთვნება შეიძლება გარდამავალი მეტალების d-ჯგუფისათვის. მაგრამ ფიზიკური და ქიმიური თვისებების მიხედვით ყველა ეს 15 ელემენტი დაწყებული ლანთანიდან ლუტეციუმის ჩათვლით ($Z=71$) ანალოგები არიან და მათ ლანთანიდებს უწოდებენ.

d-გარდამავალი მეტალების მესამე რიგი იწყება ჰაფნიუმიდან ($6s^25d^2$). ამ რიგში შედის ელემენტები – Ta, W, Re, Os, Ir, Pt, Au. ამ ელემენტებისათვის დამახასიათებელია ნაწილობრივ შევსებული 5d-ორბიტალები ნეიტრალურ (გარდა ოქროსი) და მათთვის დამახასიათებელ ზოგიერთ ჟანგვითი რიცხვის მდგომარეობაში.

აქტინიუმიდან ($7s^26d$) დაწყებული მოსალოდნელი იყო იგივე მდგომარეობის განმეორება, რასაც ლანთანის მომდევნო ელემენტებში აქვს ადგილი. კერძოდ, ელექტრონების ჩასახლება 5f-ორბიტალებზე და ლანთანიდების მსგავსად ელემენტების ახალი 15 წევრიანი რიგის შექმნა. მაგრამ ამ შემთხვევაში განსხვავებულ მოვლენებთან გვაქვს საქმე, რამდენადაც ლანთანიდებში გამოკვეთილი ენერგეტიკული განსხვავებაა 5d- და 4f-ორბიტალებს შორის განსხვავებით 6d- და 5f-ორბიტალებისაგან, რომელთა ენერგიებში უმნიშვნელო განსხვავებაა. ამ ელემენტების ატომებში 6d- და 5f-ორბიტალებზე ელექტრონების ყოფნის ალბათობა თითქმის ერთნაირია. ამიტომ ელექტრონები იკავებენ როგორც ერთ, ისე მეორე ტიპის ორბიტალებს, ზოგჯერ ერთდროულად ორივესაც. Ac-ის კონფიგურაციაზე ოთხი ან ხუთი ელექტრონის დამატების შემდეგ, 5f-ორბიტალები ხდება ენერგეტიკულად უფრო მდგრადი. ქიმიურ თვისებებში ანალოგია ძირითადად ამერიციუმის მომდევნო ელემენტებში შეინიშნება. მიუხედავად ამისა, აქტინიუმიდან დაწყებული 15 ელემენტიანი ჯგუფი იწოდება ერთ ოჯახად – აქტინიდებად.

ელექტრონული აღნაგობის ანალიზი აჩვენებს გარდამავალი ელემენტების ამ სამ ჯგუფს შორის არსებით განსხვავებას. d-ჯგუფის ელემენტებს

ნაწილობრივ აქვთ შევსებული d-ორბიტალები. ნებისმიერ d-ორბიტალს ახასიათებს ატომიდან და იონიდან პერიფერიისკენ გაწევილობა, ამიტომ ამ ორბიტალების ელექტრონები კოორდინირებული გარემოცვისგან ძლიერ ურთიერთქმედებას განიცდიან, რომელიც თანდათან ძლიერდება $3d$, $4d$, $5d$ მიმართულებით ორბიტალების გაწევილობის ხარისხის ზრდასთან დაკავშირებით. თავის მხრივ, d-ორბიტალებიც იგივე მიზეზის გამო არსებით გავლენას ახდენს მეზობელ ატომებზე და იონებზე. ამის საწინააღმდეგოდ, ლანთანიდების 4f-ორბიტალები ატომის ან იონის ელექტრონული სტრუქტურის სიღრმეშია. ამიტომ ამ ორბიტალებზე მყოფი ელექტრონები განიცდიან ნაკლებად დრამატიკული ელექტრონებით ($5s$, $5p$) ეკრანირებას, რის გამოც 4f-ელექტრონების და მეზობელი ატომების (ან იონების) ურთიერთქმედება ნაკლებად აისახება ცენტრალური ატომის ქიმიურ თვისებებზე. ამიტომ არის ქიმიური თვალსაზრისით ლანთანიდები ერთმანეთის მსგავსი, რასაც ვერ ვიტყვით d-ჯგუფის ელემენტებზე. ამ თვალსაზრისით აქტინიდებს შუალედური ადგილი უკავიათ ამ ორ ჯგუფს შორის, რამდენადაც 5f-ორბიტალები არ არის ელექტრონულ სტრუქტურაში ისე დრამატიკული და არც ისე გაწევილია პერიფერიისკენ, როგორც d-ორბიტალები.

s- და p-ელემენტების მსგავსად გარდამავალ ელემენტებშიც იონიზაციის ენერჯიები პერიოდებში ატომური ნომრის ზრდის მიმართულებით იზრდება, მაგრამ აღნიშნული ელემენტებისგან განსხვავებით ამ ცვლილებას მდორე ხასიათი აქვს. ამასთან ცვლილება არამონოტონური ხასიათისაა, რაც გამოწვეულია d^5 და d^{10} ელექტრონების მაკრანირებელი მოქმედებით. ns-ელექტრონების $(n-1)d^5$ და $(n-1)d^{10}$ ეკრანის ქვეშ შეღწევა ზრდის იონიზაციის ენერჯიებს. B ჯგუფებში კი იონიზაციის ენერჯიები s- და p-ელემენტებისგან განსხვავებით იზრდება. ეს შეიძლება აიხსნას გარე ns-ელექტრონების ბირთვისკენ ეფექტური შეღწევით. მაგ., თუ IV პერიოდის d-ელემენტების 4s-ელექტრონებს $3d^{10}$ ეკრანის ქვეშ უხდებათ შეღწევა, VI პერიოდისას ორმაგი ეკრანის $5d^{10}$ და $4f^{14}$ ეკრანების ქვეშ, ამიტომ ns-ელექტრონების ბირთვთან კავშირი გაზრდილია, რაც შესაბამისად ზრდის იონიზაციის ენერჯიას. Cu, Ag, Au ამ მიმართულებით ქიმიური აქტიურობა მკვეთრად ეცემა. გარდამავალი ელემენტებისა და მათი ნაერთების თვისებებზე დიდ გავლენას ახდენს d-შეკუმშვისა და ლანთანიდიური f-კუმშვის ეფექტები. სწორედ ლანთანიდიური კუმშვის გამო ცირკონიუმი და ჰაფნიუმი ქიმიური ელემენტების ყველაზე მსგავსი წყვილია.

d-რიგის გარდამავალი მეტალების ოქსიდები და სულფიდები დაბალი ჟანგითი რიცხვებით ცვლადი შედგენილობის ნაერთებია, რომლებიც არ ექვემდებარებიან შედგენილობის მუდმივობისა და ჯერად ფარდობათა კანონებს. გარდამავალი ელემენტების ნაერთთა კრისტალური სტრუქტურები შედგება არა მათი ცალკეული მოლეკულებისაგან, არამედ ამ ნაერთებში თითოეული ატომი ან იონი გარშემორტყმულია იონების ან ნეიტრალური მოლეკულების განსაზღვრული რიცხვით. აქედან გამომდინარე, ეს ნაერთები კოორდინაციულია. თუ ეს სტრუქტურა – ცენტრალური ატომი მასთან დაკავშირებული ლიგანდებით ხსნარშიც შენარჩუნდება, აღნიშნული კოორდინაციული ნაერთი კომპლექსურია. გარდამავალი მეტალები ტიპური კომპლექსწარმომქმნელებია. ხშირად მათი კომპლექსნაერთები უფრო მდგრადია, ვიდრე მათი წარმომქმნელი მარტივი ნაერთები.

$3d$ სერიის ყველა მეტალისათვის დამახასიათებელია კატიონური აკვაკომპლექსები შედგენილობით: $[M(H_2O)_6]^{2+}$ და $[M(H_2O)_6]^{3+}$. საერთოდ მათ ახასიათებთ კატიონური, ანიონური და ნეიტრალური, დაბალსპინური და მაღალსპინური კომპლექსების მრავალფეროვნება: ტეტრაედრული, ბრტყელ-

კვადრატული, კვადრატულ-პირამიდური და ოქტაედრული კონფიგურაციით. 3d სერიის მეტალების კოორდინაციული რიცხვი, როგორც წესი, უფრო დაბალია, ვიდრე მათი მძიმე ანალოგების, რაც ატომური და იონური რადიუსების განსხვავებით არის გამოწვეული.

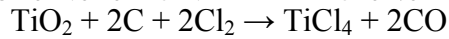
4d- და 5d სერიის მეტალებისთვის დამახასიათებელია ნაერთები უმაღლესი ჟანგვითი რიცხვებით. რიგში 3d, 4d და 5d იზრდება უმაღლესი ჟანგვითი რიცხვებით მათი ნაერთების მდგრადობა. ამ სერიის ელემენტებისათვის დამახასიათებელია დაბალსპინური და ანიონური კომპლექსები. 3d ჯგუფის მეტალებისგან განსხვავებით მათ ახასიათებთ ელექტრონების გაწყვილებისაკენ დიდი სწრაფვა. ამიტომ იშვიათად წარმოქმნიან მაღალსპინურ კომპლექსებს. Pd(II)-ის და Pt(II)-ის თითქმის ყველა კომპლექსი დაბალსპინურია და ბრტყელ-კვადრატული. ამ ფორმის სტაბილიზაციას ლიგანდების ძლიერი ველი უწყობს ხელს. მათი ჰალოგენიდები დაბალი ჟანგვითი რიცხვებით – კლასტერული ნაერთებია.

გარდა საერთო თვისებებისა, უნდა აღინიშნოს d-ელემენტების ცალკეული ჯგუფების სპეციფიკური თავისებურებანი. მაგ., Sc-ის ქიმია მსგავსია ალუმინის, იტრიუმის – იშვიათ მიწათა მეტალების ქიმიის. ტიტანის ქვეჯგუფის ელემენტებისათვის დამახასიათებელია ოქსიდების, ნიტრიდების და კარბიდების მდგრადობა და ძნელადღობადობა, ტიტანატების და ცირკონატების უხსნადობა, მეტალების კოროზიული მდგრადობა. ვანადიუმის ქიმია გამოირჩევა ჟანგვითი რიცხვების მრავალფეროვნებით. ნიობატებს, ვანადატებს და ტანტალატებს ახასიათებთ უხსნადობა და პოლიკონდენსაცია. ქრომისა და მანგანუმის ქიმია ხასიათდება d^4 სტრუქტურის ნაერთების მდგრადობით. უმაღლესი ჟანგვითი რიცხვის ნაერთების უმდგრადობით და ჟანგვისუნარიანობით. VIII ჯგუფის d-ელემენტებისთვის განსაკუთრებით აღსანიშნავია კომპლექს-წარმოქმნის მაღალი უნარი და განსაკუთრებული კატალიზური აქტიურობა. ზოგიერთი მათგანისათვის დამახასიათებელია წყალბადის გახსნის განსაკუთრებული უნარი.

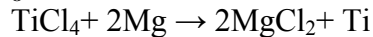
კლასტერული კომპლექსების წარმოქმნა ძირითადად დამახასიათებელია 4d და 5d მეტალებისათვის, რადგან კლასტერების სტაბილიზაციისათვის აუცილებელია d-ორბიტალების ეფექტური გადაფარვა. კლასტერული კომპლექსების წარმოქმნის უნარი ახასიათებს მეტალებს ატომიზაციის განსაკუთრებით მაღალი ენთალპიებით. შესაბამისად მაღალი ღებობისა და დუდილის ტემპერატურებით. როგორცაა: W, Mo, Pt, Ir, Os, Nb, Tl. ამავე დროს კლასტერულ ნაერთებს ეს მეტალები წარმოქმნიან დაბალი ჟანგვითი რიცხვებით, რადგან d-ორბიტალების ზომები უკუპროპორციულია ბირთვის ეფექტური მუხტის, ამიტომ მაღალი ჟანგვითი რიცხვები არასასურველია. 3d-ელემენტები დაბალი ჟანგვითი რიცხვების შემთხვევაშიც ვერ წარმოქმნიან მდგრად კლასტერებს, რადგან d-ორბიტალების ზომები არ იძლევა ძლიერი გადაფარვის და მდგრადი კლასტერების წარმოქმნის შესაძლებლობას. კლასტერებს აღმოაჩნდათ უნიკალური კატალიზური აქტიურობა. ჰეტერომეტალური კლასტერებისგან შესაძლებელი გახდა აუდიო და ვიდუოტექნიკაში გამოყენებული ჰომოგენური, ულტრადისპერსიული შენადნობების დამზადება. კლასტერების გამოყენებით შესაძლებელი გახდა ნავთობის დესულფურიზაცია, რაც მეტად მნიშვნელოვანი ეკოლოგიური პრობლემაა და ა.შ.

ტიტანის ელექტროუარყოფითობა (პოლინგის მიხედვით) 1,54-ია; ატომის რადიუსი – 147 პმ, კოვალენტური რადიუსი ტოლია 132 პმ-ის, ხოლო იონური რადიუსი – (+4e)68 (+2e)94 პმ-ის.

მიღება: ტიტანი ტექნიკაში ძირითადად ორი მეთოდით მიიღება – ტიტანის მადნების გოგირდმჟავათი დამუშავებით და პირომეტალურგიული ტექნოლოგიით. ტიტანის მადნების გოგირდმჟავათი დამუშავებისას მიიღება ტიტანის დიოქსიდი, რომლის კოქსთან ნარევეს აცხელებენ ქლორის მოქმედების პირობებში:



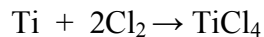
წარმოქმნილ ტიტანის ტეტრაქლორიდს მისი ორთქლიდან (850°) მეტალურ ტიტანამდე მაგნიუმით აღადგენენ:



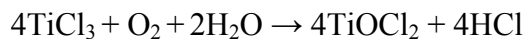
რაფინირებული ტიტანი მიიღება იოდიდური მეთოდით ან ელექტროლიზით. ტიტანის “სხმულების” დასამზადებლად გამოიყენება თანამედროვე ტექნოლოგიები, მაგ., ელექტრონულ-სხივური და პლაზმური გადამუშავება. ტიტანი მაღალ-ღებობად მეტალებს მიეკუთვნება. მისი ღებობის ტემპერატურა 1671°C. ტიტანის მტვერი ფეთქებადია. მისი აალების ტემპერატურა 400°C-ია.

ქიმიური თვისებები: ტიტანი მაღალი ქიმიური აქტიურობით გამოირჩევა. ალუმინის მსგავსად, ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე დაფარულია ტიტანის დიოქსიდის დამცავი აფსკით, ამიტომ ის ბევრი არის მიმართ იქნეს მაღალ კოროზიამდგეობას გაფხვიერებულ მდგომარეობაში კი 1200°C-მდე გახურებისას იწვის ჰაერზე ცვლადი შედგენილობის TiO_x -ის წარმოქმნით. ტიტანი მდგრადია მრავალი განზ. მჟავის (HF, H_3PO_4 , კონც. გოგირდმჟავისა და ტუტის მოქმედების მიმართ).

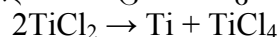
გახურებისას ტიტანი ურთიერთქმედებს ჰალოგენებთან ტეტრაჰალოგენების წარმოქმნით:



ტიტანის ტეტრაქლორიდი ჰიდროლიზებადი, ჰაერზე მბოლავი სითხეა. მისი წყალბადით, ალუმინით ან სილიციუმით აღდგენით წარმოიქმნება TiCl_3 და TiCl_2 , რომელთაც ძლიერი აღმდგენი უნარით აქვთ. მაგალითად, TiCl_3 , როგორც აღმდგენი, წყალსნარებში ჰაერის უანგბადით იუანგება:



გახურებისას TiCl_2 განიცდის დისპროპორციონირებას:



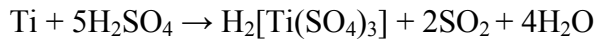
დისპროპორციონირების რეაქცია ენდოთერმული პროცესია ($\Delta H=274$ კჯ/მოლი), მაგრამ მისი მიმდინარეობის ალბათობა (მაღალ ტემპერატურაზე) საკმაოდ დიდია სისტემის ენტროპიის ზრდის გამო.

ტიტანი მაღალ ტემპერატურაზე უერთდება აზოტს, ნახშირბადს და წყალბადს ცვლადი შედგენილობის ნაერთების წარმოქმნით. ასე მაგალითად, ტიტანი 400°C-ზე მაღალ ტემპერატურაზე გახურებისას აზოტთან წარმოქმნის ცვლადი შედგენილობის ნიტრიდს TiN_x ($x=0,58-1,00$), ხოლო ნახშირბადთან გახურებისას კარბიდს TiC_x ($x=0,49-1,00$).

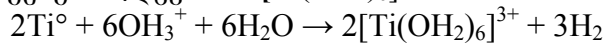
წყალბადთან გახურებისას ტიტანი წარმოქმნის ცვლადი შედგენილობის ჰიდრიდებს (TiH_x ; $x=1,0$), რომლებიც მაღალ ტემპერატურაზე უმდგრადებია და იშლებიან მოლეკულური წყალბადის გამოყოფით.

ბევრ მეტალთან (მაგ., ალუმინი, მაგნიუმი) ტიტანი წარმოქმნის სპეციფიკური თვისებების მქონე ინტერმეტალურ ნაერთებს.

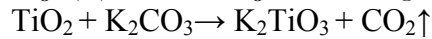
მეტალური ტიტანის აქტიურობა მნიშვნელოვნად არის დამოკიდებული მისი დისპერსიის ხარისხზე. წვრილად დისპერგირებული ტიტანი გაცხელებისას ურთიერთქმედებს კონც. გოგირდმჟავასთან:



ტიტანი გაცხელებისას იხსნება მარილმჟავაში და აღმდგენ არეში წარმოქმნის Ti(III)-ის აკვაკომპლექსს – $[\text{Ti}(\text{OH}_2)_6]^{3+}$:

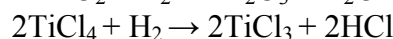
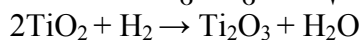


ტიტანის მარილების წყალხსნარებიდან ილექება რთული შედგენილობის ჰიდროქსიდი $\text{TiO}(\text{OH})_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, რომლის ფრთხილი გახურებით წარმოიქმნება TiO_2 . ჰიდროქსიდი $\text{TiO}(\text{OH})_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ და TiO_2 ამფოტერულიებია. TiO_2 ხანგრძლივი დუდილის პირობებში გოგირდმჟავასთან შედის რეაქციაში, ხოლო ტუტე მეტალთა კარბონატებთან (Na_2CO_3 და K_2CO_3) შევლლობისას შესაბამის ტიტანატებს წარმოქმნის:



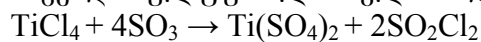
ტიტანისათვის ნაერთებში ტიპურია +4 ჟანგვითი რიცხვი – TiO_2 , TiF_4 , FeTiO_3 , CaTiO_3 და სხვ., თუმცა ცნობილია ტიტანის ნაერთები მისი ატომის +2 და +3 ჟანგვითი რიცხვით – TiO , Ti_2O_3 , TiF_2 , TiF_3 , რომლებიც საკმაოდ მდგრადი ნაერთებია. ტიტანის ნაერთებს +2 (TiO , TiF_2 , TiCl_2) და +3 ჟანგვითი რიცხვით $\{[\text{Ti}(\text{OH}_2)_6]^{3+}$, $[\text{TiF}_6]^{3-}$, Ti_2O_3 , $\text{TiCl}_3\}$ ახასიათებთ 6 კოორდინაციული რიცხვი და ოქტაედრული სტრუქტურა; ტიტანის ნაერთებს +4 ჟანგვითი რიცხვით ახასიათებს როგორც ტეტრაედრული (TiCl_4 , BaTiO_3), ასევე ოქტაედრული (TiF_6^{2-} , TiO_2 , CaTiO_3 და სხვ.) სტრუქტურა.

TiO_2 და ტიტანის ტეტრაქლორიდი (TiCl_4) მაღალ ტემპერატურაზე (1200 და 650°C -ზე) აღდგებიან Ti(III) შესაბამისი ნაერთების წარმოქმნით:



Ti(IV)-ის ნაერთების ელექტროქიმიური ან ქიმიური აღდგენით წყალხსნარებში წარმოიქმნება ტიტანის იისფერი აკვაკომპლექსი $[\text{Ti}(\text{OH}_2)_6]^{3+}$.

მარტივი ტიპის სტრუქტურებს ტიტანი წარმოქმნის მხოლოდ არაწყალ-ხსნარებში. ასეთი რეაქციების მაგალითია ტიტანის ტეტრაქლორიდის (TiCl_4) ურთიერთქმედება SO_3 -თან თხევად სულფურილის ქლორიდში (SO_2Cl_2):



გამოყენება: ტიტანი ფართოდ გამოიყენება ტექნიკაში, მედიცინაში, საყოფაცხოვრებო დანიშნულებით (საათების და ლაქ-საღებრების წარმოებაში) და სხვ. მის გამოყენებას განაპირობებს შემდეგი ფაქტორები:

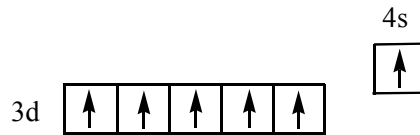
- დიდი ბუნებრივი რესურსები;
- მაღალი კოროზიამდგრადობა, ანტიოქსიდანტური თვისებები და სიმტკიცე;
- სიმსუბუქე და სხვა მეტალებთან უნიკალური თვისებების შენადნობების წარმოქმნის უნარი.

ტიტანი სარაკეტო, საავიაციო, საავტომობილო და გემთმშენებლობისა და სხვადასხვა საკონსტრუქციო ნაგებობების მნიშვნელოვან მეტალს წარმოადგენს. უნიკალური თვისებები გააჩნია ტიტანის შენადნობებს რკინასთან (კოროზიამდგრადი და მტკიცე ფოლადები), ალუმინთან (დურალუმინი), ნიკელთან (ნიტინოლი) და სხვ. იგი გამოიყენება მედიცინაში ოსტეოპროტეზების დასამზადებლად. თეთრი ფერის ტიტანის დიოქსიდი (თუთიის თეთრა) კი საღებრების დასამზადებლად. ტიტანორგანული ნაერთები ტეტრაბუტოქსიტიტანი $\text{Ti}(\text{OC}_4\text{H}_9)_4$ გამოიყენება სხვადასხვა პოლიმერული კომპოზიციების გამყარების კატალიზატორებად და დანამატებად და ა.შ.

მეთორმეტე თავი

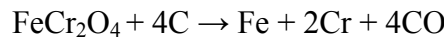
ქრომი

ქრომი VI B ჯგუფის d ელემენტია (აღმოაჩინა ლუის ვოკელენმა 1797 წელს). 4s ორბიტალზე აქვს ერთი ელექტრონი. მისი სავალენტო ორბიტალების ელექტრონული კონფიგურაციაა – $3d^5 4s^1$.



მისთვის, როგორც d-ელემენტისთვის, 4s-თან ერთად სავალენტოა 3d-ორბიტალებიც, რადგან d-ელემენტები ხასიათდებიან $(n-1)d$, ns და np ორბიტალების ენერგეტიკული სიახლოვით. აქედან გამომდინარე, ნაერთებში ქრომი ცვალებად ჟანგით რიცხვებს ავლენს: +2, +3 და +6, რომელთაგანაც ქრომისათვის ყველაზე დამახასიათებელია +3, რადგან მას პასუხობს მდგრადი ელექტრონული კონფიგურაცია d^3 , კოორდინაციული რიცხვი 6 და ლიგანდების არადამახინჯებული ოქტაედრული კონფიგურაცია. ამ შემთხვევაში 3d-ელექტრონები თანაბრად ნაწილდება არამაკავშირებულ სამჯერ გადაგვარებულ მოლეკულურ ორბიტალებზე, რაც ენერგეტიკულად ყველაზე ხელსაყრელია. მას შეესაბამება სპინების ჯამის მაქსიმალური მნიშვნელობა $3 \times \frac{1}{2} = \frac{3}{2}$ (ჰუნდის წესის მიხედვით) და კრისტალური ველის სტაბილიზაციის მაქსიმალური ენერგია.

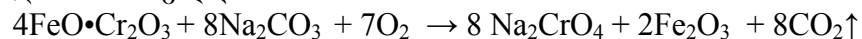
ბუნებაში გავრცელება: ქრომი არ მიეკუთვნება პასიურ ელემენტებს, ამიტომ ბუნებაში გავრცელებულია მხოლოდ ნაერთების სახით. მისი ბუნებრივი ნაერთებიდან მნიშვნელოვანია ქრომოვანი რკინაქვა – $FeO \cdot Cr_2O_3$ ანუ $Fe(CrO_2)_2$, საიდანაც ქრომს ნახშირბადით აღდგენით ღებულობენ:



ამ მეთოდით არ ხერხდება სუფთა ქრომის მიღება, მიიღება ფეროქრომი. ფეროქრომი გამოიყენება სპეციალური დანიშნულების ქრომიანი ფოლადის მისაღებად. ქრომის დამატება მნიშვნელოვნად ზრდის ფოლადის სიმტკიცეს და ქიმიურ მდგრადობას. ასეთი ფოლადები გამოიყენება საჭრელი ინსტრუმენტების დასამზადებლად. ქრომი გამოიყენება აგრეთვე, როგორც მეტალთა ნაკეთობების ანტიკოროზიული საფარი.

სუფთა ქრომს მრავალსაფეხურიანი ტექნოლოგიით ღებულობენ:

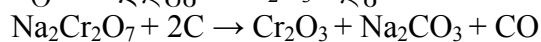
1. ნატრიუმის ქრომატის მიღება რკინის ქრომიტის ჰაერის ჟანგბადის თანაობისას სოდასთან შეღებვით:



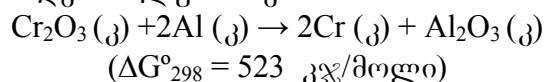
2. შენადნობიდან გამოყოფილი ნატრიუმის ქრომატის გარდაქმნა დიქრომატად:



3. ნატრიუმის დიქრომატის აღდგენა Cr_2O_3 -მდე:

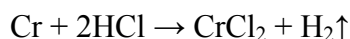


4. Cr_2O_3 -დან ქრომის მიღება ალუმინთერმით:



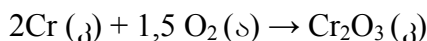
ქრომისთვის დამახასიათებელია მაღალი სიმკვრივე, მაღალი ღებობის ტემპერატურა და ატომიზაციის ენთალპიის დიდი მნიშვნელობა, რაც განპირობებულია მისთვის დამახასიათებელი ჰექსაგონალური კრისტალური სტრუქტურით და ამ სტრუქტურის შემადგენელი ატომების ურთიერთკავშირში d ელექტრონების მონაწილეობით.

ქიმიური თვისებები: ქრომი მეტალთა სტანდარტული პოტენციალების (ელექტროქიმიური ძაბვის) მწკრივში წყალბადის მარცხნივ მდებარეობს. ჰაერზე დაფარულია თხელი, მტკიცე ოქსიდური აფსკით (შეადარეთ ალუმინს), რომელიც მას გახურების პირობებშიც კი იცავს შემდგომი დაჟანგვისაგან ხოლო მის ნაკეთობებს, ჟანგვითი და თერმოჟანგვითი კოროზიისაგან. ქრომს ცივი კონც. გოგირდმჟავა და აზოტმჟავა აპასიურებს, სამაგიეროდ, კარგად “იხსნება” განზავებულ მარილმჟავასა და გოგირდმჟავაში Cr(II)-ის მარილების წარმოქმნით და წყალბადის გამოყოფით:



ქრომის თითქმის ყველა ნაერთი შეფერილია (“ქრომოს” ბერძნულად ფერს ნიშნავს) და ზოგიერთი მათგანი გამოიყენება მინერალური საღებრების დასამზადებლად.

ქრომი მისი ქვეჯგუფის მეტალების (მოლიბდენი და ვოლფრამი) მსგავსად, განსაკუთრებით წვრილდისპერსიულ მდგომარეობაში, საკმაოდ ადვილად ურთიერთქმედებს (იჟანგება) ბევრ არამეტალთან. ჟანგბადთან გახურებისას წარმოქმნის Cr₂O₃-ს:



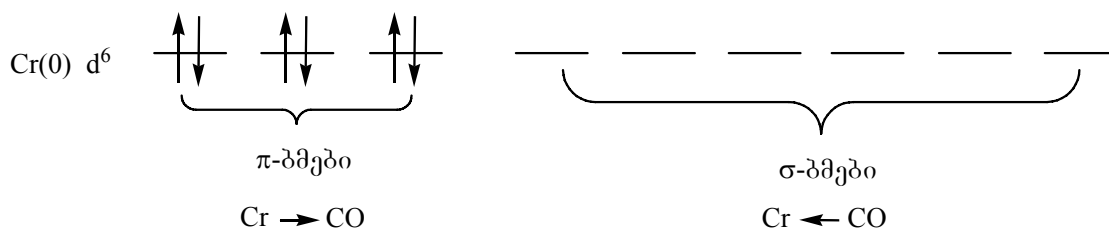
Cr₂O₃-ისა (ΔG°₂₉₈ = 105,9 კჯ/მოლი) და CrO₃-ის (ΔG°₂₉₈ = 506 კჯ/მოლი) წარმოქმნის ჯიბის ენერგიების მნიშვნელობათა შედარება ცხადყოფს CrO₃-თან შედარებით Cr₂O₃-ის წარმოქმნის მაღალ ალბათობას.

ქრომი წარმოქმნის როგორც კატიონურ, ისე ანიონურ კომპლექსებს, ამასთან, მისთვის, როგორც d-მეტალისთვის, დაბალი ჟანგვითი რიცხვით დამახასიათებელია კატიონური კომპლექსების წარმოქმნა, ხოლო მაღალი ჟანგვითი რიცხვის შემთხვევაში გაზრდილია ანიონური კომპლექსების წარმოქმნის ტენდენცია.

ქრომის ნაერთები: ნულოვანი ჟანგვითი რიცხვით ქრომისთვის დამახასიათებელია კომპლექსების წარმოქმნა σ-დონორულ და π-აქცეპტორულ ლიგანდებთან. მაგ., ნახშირბადის მონოოქსიდთან (CO) ქრომი წარმოქმნის კარბონილს [Cr(CO)₆].

როგორც ცნობილია, ლინგადების ოქტაედრული გარემოცვისას ხდება d ორბიტალების გადაგვარებულობის მოხსნა. ენერგეტიკულად ხელსაყრელი ხდება d_{xy}, d_{xz} და d_{yz} ორბიტალები, ხოლო d_{x²-y²} და d_{z²} – ენერგეტიკულად არახელსაყრელია.

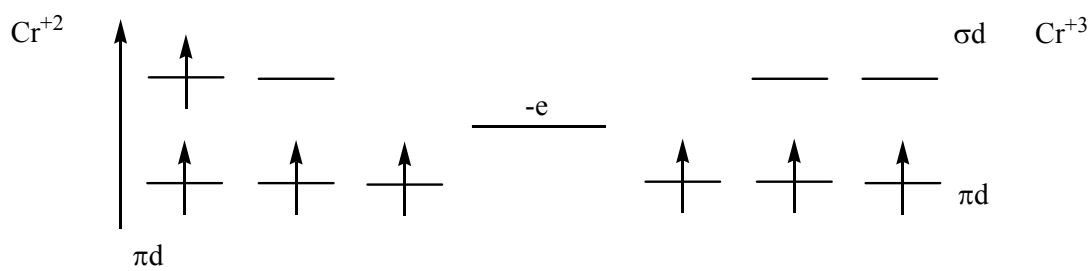
CO არის ძლიერი ველის წარმოქმნელი ლიგანდი, ამიტომ კრისტალური ველის სტაბილიზაციის ენერგია საკმარისია ელექტრონების გასაწყვილებლად, რის შედეგადაც ქრომის ექვსი ელექტრონი იკავებს ენერგეტიკულად ხელსაყრელ 3d ორბიტალებს:



სქემა 11.

CO-ს მოლეკულაში ორი არამაკავშირებელი σ ორბიტალი დაკავებულია არამაკავშირებელი წყვილი ელექტრონით, რომელთაგან ერთი ეკუთვნის ჟანგბადის, ხოლო მეორე – ნახშირბადის ატომს. ელექტრონული წყვილი σ^2_C ენერგეტიკულად უფრო ხელსაყრელია, ვიდრე σ^2_O . ამიტომ კარბონილებში CO მეტაღს ნახშირბადის ატომის ელექტრონებით უკავშირდება. ქრომის 6 თავისუფალი ორბიტალის (d^2sp^3) და ნახშირბადის არამაკავშირებელი წყვილი ელექტრონების ხარჯზე ხდება 6σ CO→Cr ბმის წარმოქმნა. მიიღება Cr(CO)₆. ამ მოლეკულის სტაბილიზაცია ხდება π-დატიური ურთიერთქმედებით Cr→CO, რომელშიც მონაწილეობს ქრომის ატომის 3d-წყვილები და CO-ს თავისუფალი ორბიტალები.

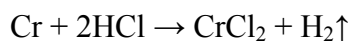
ნაერთები +2 ჟანგვითი რიცხვით: Cr⁺²-ის ყველა ნაერთი ძლიერი და სწრაფადმოქმედი აღმდგენია, რის შედეგადაც გადადის Cr⁺³ მდგომარეობაში (სქემა 12):



სქემა 12.

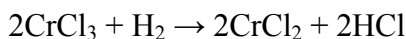
Cr⁺²-ის Cr⁺³-ში გადასვლა დაკავშირებულია გამთიშავი ორბიტალიდან ელექტრონის დაკარგვასთან, რაც სისტემის სტაბილიზაციას უწყობს ხელს.

ქრომის ნაერთები (+2) ჟანგვითი რიცხვით მიიღება მისი გახსნით განზავებულ მარილმუჟავასა და გოგირდმუჟავაში ჟანგბადის გამორიცხვის პირობებში:



აგრეთვე ქრომის მოქმედებით ჰალოგენწყალბადებთან დაახლოებით 600-700°C (იოდწყალბადის გარდა). CrI₂ და CrS მაღალ ტემპურატურაზე უშუალო ურთიერთქმედებით მიიღება.

Cr²⁺ -ის ნაერთები მიიღება აგრეთვე წყალბადით (გამოყოფის მომენტში) Cr⁺³-ის ნაერთების აღდგენით:

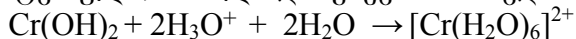


Cr²⁺ -ის ნაერთები ჰაერის გამორიცხვის პირობებში უნდა ინახებოდეს, ჰაერზე ისინი აღვილად იჟანგებიან:



მუხანგავის გამორიცხვის პირობებში მათ წყალიც კი ჟანგავს:

Cr²⁺ ის მარილებზე ტუტის მოქმედებით ილექება ყვითელი ფერის Cr(OH)₂, რომელიც არ არის ამფოტერული, მხოლოდ მუჟავებთან შედის რეაქციაში:



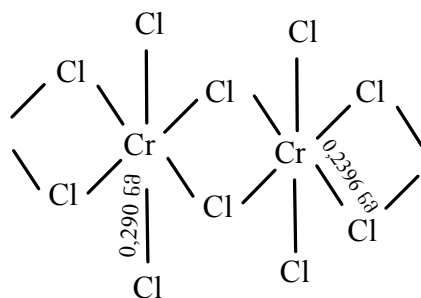
Cr²⁺-ის აკვაიონი ცისფერია, ასეთივე ფერი აქვს შესაბამის კრისტალ-ჰიდრატებს, მაგ., Cr(ClO₄)₂ • 6H₂O, CrSO₄ • 5H₂O და სხვ.

Cr²⁺-ის ჰალოგენიდები, ოქსიდი და ჰიდროქსიდიც კოორდინაციული ნაერთებია. Cr²⁺ წარმოქმნის ამიაკატებსაც. Cr²⁺-ის ჰალოგენიდები საკმაოდ აღვილად შთანთქავენ ამიაკს ამიაკატური კომპლექსების [Cr(NH₃)₆]Cl₂ წარმოქმნით.

Cr²⁺-ის კომპლექსებში კოორდინაციული რიცხვი 6-ის ტოლია და კომპლექსებს დამახინჯებული ოქტაედრის ფორმა აქვს. ლიგანდის ოთხი მოლეკულა უფრო მეტად არის ცენტრალურ ატომთან დაკავშირებული, ვიდრე

დანარჩენი ორი. მაგ., CrCl_2 -ის კრისტალში Cr^{2+} -გან ქლორის ოთხი ატომის დაშორება 0,2396 ნმ-ია, ორისა კი – 0,290 ნმ (სქემა 13). როგორც ცნობილია, ეს მოვლენა იან-ტელერის ეფექტის სახელწოდებით არის ცნობილი.

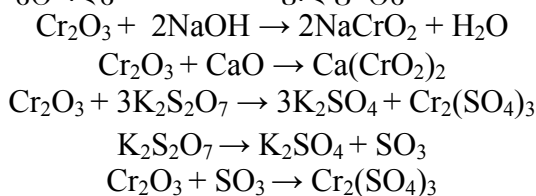
Cr^{2+} -ში ორი გამთიშავი ორბიტალიდან ერთზე არის ერთი ელექტრონი, მეორე კი თავისუფალია, ამიტომ $\sigma_{x^2-y^2}^{\text{მაკ}}$ ორბიტალებით წარმოქმნილი ბმები უფრო მტკიცეა და ბმის სიგრძე უფრო ნაკლები, ვიდრე $\sigma_z^{\text{მაკ}}$. ე.ი. კომპლექსწარმომქმნელთან ლიგანდის ოთხი მოლეკულა xy სიბრტყეში ერთნაირად არის დაკავშირებული, ორი კი – განსხვავებულად.



სქემა 13.

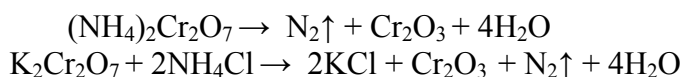
Cr^{2+} ანიონურ კომპლექსებს არ წარმოქმნის.

ქრომის ნაერთები Cr^{3+} -ის ჟანგებით რიცხვით: ქრომის ოქსიდი Cr_2O_3 მწვანე ფერის ფხვნილია. Al_2O_3 -ის მსგავსი ოქტაედრულ-ტეტრაედრული კრისტალური სტრუქტურა აქვს, ძალიან ძნელად ღებობადია (2265°C), ქიმიურად ინერტულია. არ იხსნება წყალში, ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე არც მჟავა მოქმედებს მასზე და არც ტუტე. რეაქციაში მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე შეღებობით შედის. მისი ამფოტერობა ვლინდება მაღალ ტემპერატურაზე ტუტესთან, ფუძე ოქსიდებთან და ტუტე მეტალების პიროსულფატებთან მიმდინარე რეაქციებით:

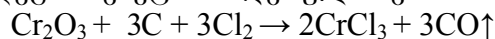


ტუტესთან და ფუძე ოქსიდებთან შეღებობით ქრომიტები მიიღება. ქრომიტები ძირითადად ორვალენტიანი მეტალებისთვის არის დამახასიათებელი. მათი ზოგადი ფორმულაა $\text{M}(\text{CrO}_2)_2$. ისინი მეტაქრომმჟავას HCrO_2 მარილებია. სწორედ ასეთი მარილია რკინის ბუნებრივი ქრომიტი $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$, რომელიც ქრომის ერთ-ერთი ყველაზე გავრცელებული მინერალია. d-მეტალების ქრომიტები კოორდინაციული პოლიმერებია.

Cr_2O_3 ლაბორატორიაში ამონიუმის დიქრომატის თერმული დაშლით ღებულავენ:



Cr^{3+} -ის ჰალოგენიდები პირდაპირი ურთიერთქმედებით მიიღება, მაგრამ CrCl_3 -ს პრაქტიკულად შემდეგი რეაქციით ღებულავენ:

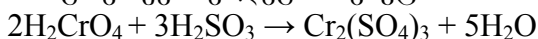


CrCl_3 მოწითალო-იისფერი კრისტალია. წყალში ცუდად იხსნება. ასევე ცუდად იხსნება წყალში $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$. მათ პოლიმერული სტრუქტურები აქვთ. სტრუქტურით მათგან განსხვავდება შესაბამისი კრისტალჰიდრატები, რომლებიც

წყალში კარგად იხსნებიან. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ მიიღება დიქრომატებით მჟავა არეში უანგვისას:



მისი მიღება შეიძლება აგრეთვე შემდეგი რეაქციით:

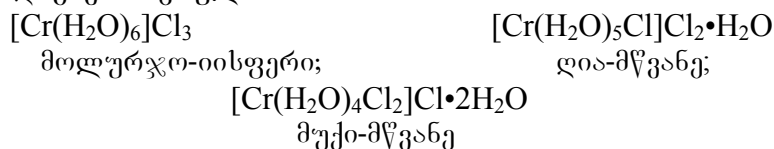


განხილული რეაქცია ორი მჟავის ურთიერთქმედებით ტიპური მარილის წარმოქმნის იშვიათ რეაქციათა რიცხვს მიეკუთვნება.

Cr^{+3} -ის მარილები ძირითადად შეფერილია მოლურჯო-იისფერად, რაც $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ აკვაიონის დამახასიათებელი ფერია.

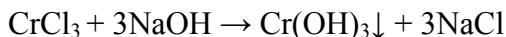
აღნიშნულ უანგვით რიცხვს შეესაბამება ისევ 6 კოორდინაციული რიცხვი, მხოლოდ Cr^{+2} -გან განსხვავებით, მათ წესიერი ოქტაედრის ფორმა აქვთ. Cr^{+3} -ის ოქტაედრულ კომპლექსებში სავალენტო ელექტრონები მხოლოდ არამაკავშირებულ ორბიტალებზეა, გამოთიშავ ორბიტალებზე კი ელექტრონები არ არის. d^3 კონფიგურაციის გამო ნაერთები პარამაგნიტურებია.

ტემპერატურის, კონცენტრაციის ან ხსნარის pH-ის ცვლილებისას კატიონური აკვაკომპლექსების ფერი იცვლება, რაც მათი შედგენილობის შეცვლასთან არის დაკავშირებული:

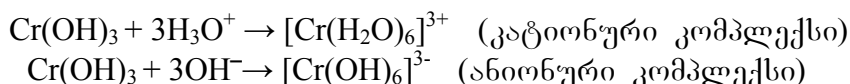


აღნიშნული ნაერთები კომპლექსებისთვის დამახასიათებელ ჰიდრატულ იზომერებს წარმოადგენენ. ერთმანეთისგან კომპლექსის შიდა და გარე სფეროს შორის წყლის მოლეკულების განაწილებით განსხვავდებიან.

Cr^{+3} -ის მარილებზე ტუტის მოქმედებით ილექება $\text{Cr}(\text{OH})_3$ -ის მონაცრისფრო-ლურჯი ნალექი:



$\text{Cr}(\text{OH})_3$ -ს აქვს ცვლადი შედგენილობა – $\text{Cr}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$. ის არის მრავალბირთვიანი ფენოვანი პოლიმერი, რომელშიც ლიგანდებია OH^- -იონები და წყლის მოლეკულები, მაკავშირებელი ხიდაკების როლშიც OH^- -იონები გამოდის. ახლად დალექილი $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ტუტეშიც იხსნება და მჟავაშიც, იგი ამფოტერული ჰიდროქსიდია:



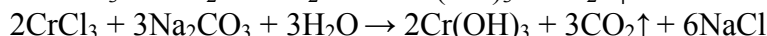
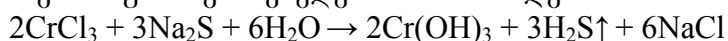
დაყოვნებისას $\text{Cr}(\text{OH})_3$ -ის სტრუქტურა იცვლება, იგი პოლიმერულ ფორმაში გადადის და ქიმიურად ინერტული ხდება.

Cr^{+3} -ის ნაერთებიდან განსაკუთრებით აღსანიშნავია შაბები, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ -ის ერთვალენტიანი მეტალების სულფატებთან ერთად გამოლექვისას მიიღება ქრომის შაბები: $\text{MCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, სადაც $\text{M}=\text{K}, \text{Na}, \text{NH}_4$.

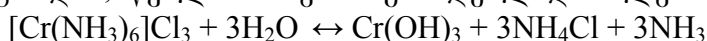
მათი სტრუქტურა დადგენილია რენტგენოსტრუქტურული ანალიზით: $[\text{M}(\text{H}_2\text{O})_6][\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6(\text{SO}_4)_2]$.

შაბები გამოიყენება საფეიქრო მრეწველობასა და ტყავის წარმოებაში.

Cr^{+3} მარილები ჰიდროლიზს განიცდიან, რაც $\text{Cr}(\text{OH})_3$ -ის სუსტ ფუძე თვისებებზე მიუთითებს. აქედან გამომდინარე, Cr^{+3} მარილები სუსტ მჟავებთან მარილთა წყალხსნარების ურთიერთქმედებით არ მიიღება.

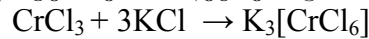


Cr^{+3} -თვის ცნობილია ამინოკომპლექსებიც – $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$. ამიაკატები მყარ მდგომარეობაში მდგრადია, წყალხსნარებში კი ადვილად იშლებიან:



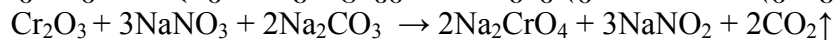
ამიტომ ამიაკატებს არაწყალხსნარებში ან თხევად ამიაკში ინახავენ.

Cr⁺³-თვის მიღებულია ჰალოგენოკომპლექსებიც:



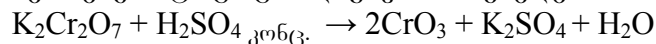
[CrCl₆]³⁻ მწვანე ფერის ანიონია.

Cr⁺³-ის ნაერთები ძლიერი მჟანგავების მოქმედებით Cr⁺⁶-მდე იჟანგებიან:

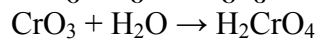


ქრომის ნაერთები +6 ჟანგვითი რიცხვით: CrO₃, H₂CrO₄, H₂Cr₂O₇ და მათი მარილები.

CrO₃ მჟავა ოქსიდია, წითელი ფერის ნემსისებური კრისტალები, მიიღება K₂Cr₂O₇ ნაჯერ ხსნარებზე კონც. გოგირდმჟავას მოქმედებით:



CrO₃-ის წყალში კარგად იხსნება ქრომმჟავას წარმოქმნით:



CrO₃ ძლიერი მჟანგავია. სპირტი მასთან შეხებისას ალდება.

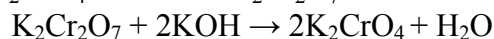
Cr⁺⁶-ის მარილები – ქრომატები და ბიქრომატები მიიღებიან Cr⁺³-ის მარილების დაჟანგვით.

H₂Cr₂O₇ არის უმარტივესი წარმომადგენელი იზოპოლიქრომმჟავებისა: დიქრომმჟავა, ტრიქრომმჟავა, ტეტრაქრომმჟავა. მათი მარილები პოლიქრომატებია. შედგენილობის გართულებასთან ერთად ამ მჟავების სიძლიერე იზრდება. ქრომის მჟავაზე ძლიერია დიქრომმჟავა და ა.შ. იზოპოლიქრომმჟავების ზოგადი ფორმულა შეიძლება ასე წარმოვადგინოთ mH₂O · nCrO₃, როცა m=n=1, მიიღება ქრომმჟავა H₂CrO₄; m=1, n=2. H₂Cr₂O₇ ორქრომმჟავა და ა.შ. ზღვრული შემთხვევა, როცა n→∞, არის CrO₃.

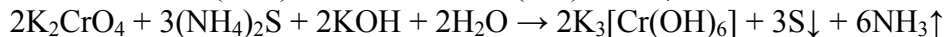
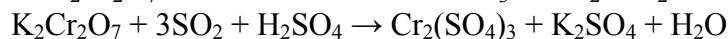
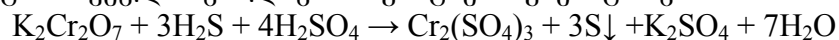
დიქრომატების წყალხსნარს მჟავა რეაქცია აქვს დიქრომატიონის წყალთან ურთიერთქმედების გამო:



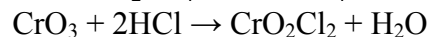
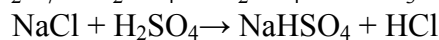
მჟავას დამატებისას წონასწორობა გადაინაცვლებს Cr₂O₇²⁻-ის მხარეს, ხოლო ტუტის დამატებისას – CrO₄²⁻-ის მხარეს, ე.ი. მჟავა და ნეიტრალურ გარემოში მდგრადია დიქრომატ-იონები (ნარინჯისფერი), ხოლო ტუტე გარემოში – ქრომატ-იონები (ყვითელი):



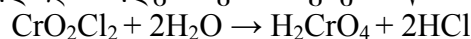
Cr⁺⁶ ძლიერი მჟანგავია, ჟანგავს როგორც მჟავა, ისე ნეიტრალურ და ტუტე გარემოში. მაგრამ ყველაზე ძლიერი მჟანგავი მჟავა გარემოშია.



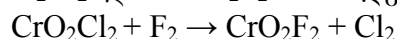
Cr⁺⁶-ის ჰალოგენწარმები მიღებული არ არის. გამოყოფილია მხოლოდ ოქსოჰალოგენიდები: CrO₂Cl₂ და CrO₂F₂. ისინი H₂CrO₄-ის (ქრომმჟავა) ჰალოგენ-ანჰიდრიდებს წარმოადგენენ. CrO₂Cl₂ – წითელი ფერის სითხეა, მიიღება NaCl-ის და K₂Cr₂O₇-ის ნარევის კონც. H₂SO₄-ით შესველებისას გაცხელების პირობებში:



CrO₂Cl₂ წყლით ადვილად იშლება ქრომმჟავას წარმოქმნით:



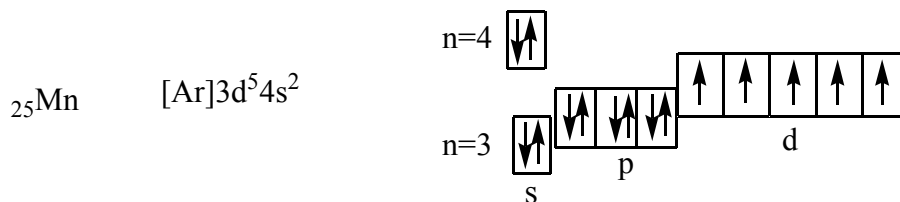
ფთორის მოქმედებით CrO₂Cl₂-დან CrO₂F₂-ს მიიღება:



მეცამეტე თავი

მანგანუმი

მანგანუმი VII ჯგუფის d-ელემენტი. მანგანუმი აღმოაჩინა შვედმა მეცნიერმა იოჰან ჰანმა 1774 წელს. მისი ატომის სავალენტო ორბიტალების ელექტრონული კონფიგურაცია შემდეგნაირად გამოისახება:

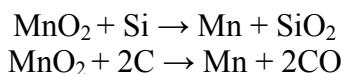


მისთვის, როგორც d-ელემენტისთვის, სავალენტოა $4s^2$ და $3d^5$ ელექტრონები. იონიზაციის I ენერჯის მნიშვნელობა მაღალია, რაც აიხსნება $4s^2$ შევსებული ორბიტალით და $4s$ ელექტრონების ბირთვისკენ შედწევის ეფექტით, რის გამოც ეს ელექტრონები $3d^5$ ორბიტალებზე განლაგებული ელექტრონების მანერანირებელი გავლენის ქვეშ ხვდებიან. იონიზაციის II ენერჯია მცირეა, რაც d^5 კონფიგურაციის მდგრადობას უკავშირდება. ნაერთებში მანგანუმი ავლენს +2, +3, +4, +6 და +7 ჟანგით რიცხვებს. ჟანგითი რიცხვების მრავალფეროვნების გამო მანგანუმისათვის დამახასიათებელია მკვეთრად განსხვავებული ჟანგვა-აღდგენითი უნარის მქონე ნაერთები. Mn^{+2} -ის ნაერთები ძლიერი აღმდგენებია, Mn^{+7} კი – ძლიერი მჟანგავები. ჟანგითი რიცხვების მრავალფეროვნება განაპირობებს აგრეთვე მანგანუმის ნაერთების ფუძე-მჟავური თვისებების მნიშვნელოვან განსხვავებასაც. ეს კანონზომიერება კარგად ჩანს შემდეგი ნაერთების (ჰიდროქსიდების) შედარებიდან, რაც ელემენტის ჟანგით რიცხვზე ჰიდროქსიდების ბუნების დამოკიდებულების თვალსაჩინო მაგალითს წარმოადგენს:

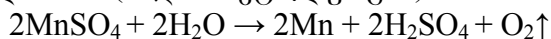
$\text{Mn}(\text{OH})_2$	$\text{Mn}(\text{OH})_3$	$\text{Mn}(\text{OH})_4$	H_2MnO_4	HMnO_4
საშუალო	სუსტი ფუძე	ამფოტერული	ჰიპოთეტური	ძლიერი მჟავა
სიძლიერის		ჰიდროქსიდი	მჟავა	
ფუძე				

ბუნებაში გავრცელება: მანგანუმი ბუნებაში ნაერთების სახით არის გავრცელებული. მისი ყველაზე მნიშვნელოვანი მაღანია (მინერალია) პიროლუზიტი – MnO_2 , რომელიც საქართველოშიც (ჭიათურა) მოიპოვება. ბუნებაში გავრცელებულია აგრეთვე ბრაუნიტი – Mn_2O_3 და ჰაუსმანიტი – Mn_3O_4 , თუმცა პიროლუზიტთან შედარებით მცირედ.

მიღება: მანგანუმს ძირითადად მისი ოქსიდების აღდგენით ღებულობენ (სილიციუმი ან კოქსი):



აღსანიშნავია, რომ ამ მეთოდით სუფთა მანგანუმი არ მიიღება. სუფთა მანგანუმის მიღება შესაძლებელია ბუნებრივი ოქსიდის აღდგენით Mn^{+2} -მდე და შემდგომ, აღდგენის პროდუქტის გოგირდმჟავაში გახსნით მიღებული MnSO_4 -ის წყალხსნარის ელექტროლიზით (ჰიდრომეტალურგია):

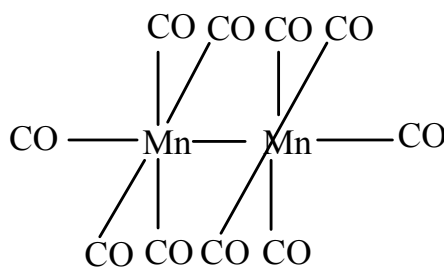


მიღებული მანგანუმის 90% მოიხმარება ლეგირებული (კოროზიამდებვი და მაგარი) ფოლადების წარმოებაზე, ამიტომ მადნებიდან ღებულობენ არა სუფთა

მანგანუმს, არამედ მის რკინასთან შენადნობს – ფერომანგანუმს, რომლის შედგენლობაში მანგანუმი 70-90%-ია.

ფიზიკური თვისებები: სუფთა მანგანუმი მოვერცხლისფრო-თეთრი მეტალია. მისი ზედაპირი თხელი ოქსიდური აფსკით არის დაფარული, რომელიც მას შემდგომი დაჟანგვისგან იცავს. წვრილად დისპერგირებული მანგანუმი საკმაოდ ენერგიულად იჟანგება, აქტიურად ურთიერთქმედებს ჰალოგენებთან შესაბამისი მარილების წარმოქმნით. სხვა არამეტალებთან (გოგირდი, აზოტი, ფოსფორი, ნახშირბადი, სილიციუმი) გახურებით ურთიერთქმედებს. წყალბადი კარგად “იხსნება” მანგანუმში, მაგრამ მასთან უშუალოდ ქიმიურ ნაერთს (ჰიდრიდს) არ წარმოქმნის. მანგანუმი ელექტროქიმიური ძაბვის მწკრივში (სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალების მწკრივში) წყალბადის მარცხნივ მდებარეობს, ამიტომ ის საკმაოდ ენერგიულად რეაგირებს განზავებულ მჟავებთან წყალბადის გამოყოფით და ვარდისფერი აკვაკომპლექსური კატიონის – $[Mn(H_2O)_6]^{2+}$ წარმოქმნით.

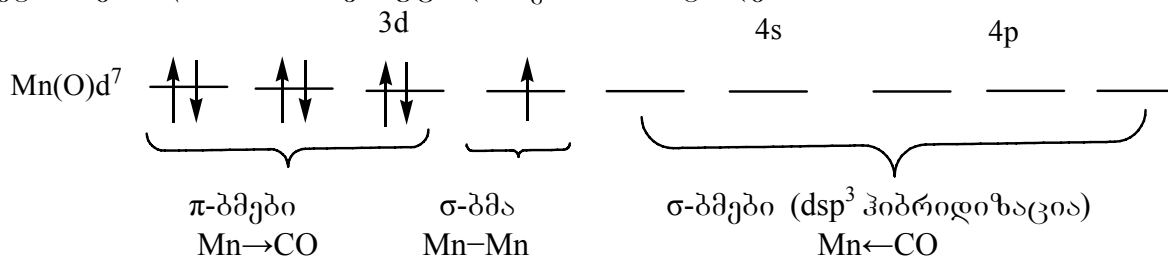
მანგანუმის ნაერთები ნულოვანი ჟანგვითი რიცხვით: მანგანუმი σ -დონორულ და π -აქცეპტორულ ლიგანდებთან წარმოქმნის კომპლექსებს მისი ატომის ნულოვანი ჟანგვითი რიცხვით. IV პერიოდის d-მეტალებისგან განსხვავებით, Mn CO-სთან წარმოქმნის ორბირთვიან კლასტერულ კარბონილურ კომპლექსს – $Mn_2(CO)_{10}$ (ყვითელი ფერის ნივთიერება, ლღ.ტ. 155°C) (სქემა 14):



სქემა 14.

ამ კომპლექსში მანგანუმის ორი ატომი ერთმანეთთან დაკავშირებულია σ -ბმით მათი თითო გაუწყვილებელი ელექტრონის ხარჯზე, რომელიც მის ატომში რჩება მანგანუმის პენტაკარბონილის $[Mn(CO)_5]$ რადიკალის წარმოქმნის შემდეგ (ე.ი. ადგილი აქვს პენტაკარბონილური რადიკალის დიმერიზაციას სტაბილური კლასტერული კომპლექსის, $Mn_2(CO)_{10}$ -ის წარმოქმნით).

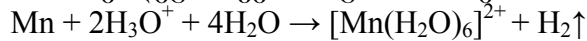
მანგანუმის კარბინოლური კომპლექსის სტაბილიზაცია მიიღწევა Mn←CO-ს π -დატვირთი ურთიერთქმედებით, რომელშიც მონაწილეობს მანგანუმის 3d-ელექტრონები და CO-ს თავისუფალი $\pi_{\text{გამო-}}$ ორბიტალები.



სქემა 15

მანგანუმის ნაერთები +2 ჟანგვითი რიცხვით: ყველაზე მრავალრიცხოვანი ნაერთები მანგანუმს აღნიშნული ჟანგვითი რიცხვით ახასიათებს. Mn^{+2} -იონები წყალხსნარში იმყოფება მჟანგავეების მიმართ მდგრადი ვარდისფერი

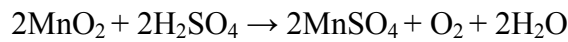
აკვაკომპლექსის $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ სახით, რომლის წარმოქმნა განზ. მუავებთან მანგანუმის მოქმედებისას შემდეგი სქემით გამოისახება:



აღნიშნული იონები მუავა და ნეიტრალურ გარემოში საკმაოდ მდგრადია მუანგავების მიმართ. ეს მარილები მიიღება აგრეთვე განზ. მუავებში მანგანუმის დიოქსიდის გახსნისას:



აღსანიშნავია, რომ MnO_2 -ზე განზ. გოგირდმუავა არ მოქმედებს, მაგრამ ცხელი კონც. გოგირდმუავა მას ადვილად გარდაქმნის MnSO_4 -ის წარმოქმნით და უანგბადის გამოყოფით:

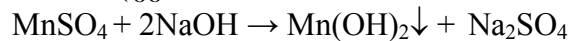


Mn^{+2} -ის მარილები წყალხსნარებიდან გამოიყოფა ვარდისფერი კრისტალ-ჰიდრატების სახით, მაგ., $\text{MnCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Mn}(\text{ClO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; Mn^{+2} -ის დამახასიათებელი კოორდინაციული რიცხვი 6-ის ტოლია, ხოლო კონფიგურაცია – ოქტაედრული. Mn^{+2} -ის ნაერთები (d^5 კონფიგურაციის გამო) პარამაგნიტურია. Mn^{+2} -ის იმ კრისტალჰიდრატებში, სადაც წყლის მოლეკულების რიცხვი 6-ზე ნაკლებია, ლიგანდის როლს მარილის ანიონები (მაგ., $\text{MnCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$) ასრულებს.

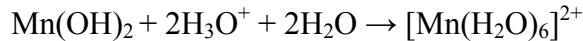
MnO_2 -ის წყალბადის ნაკადში გახურებით წარმოიქმნება წყალში უხსნადი, მწვანე ფერის MnO , რომელიც მუავებთან რეაქციებში ავლენს ფუძე ოქსიდების დამახასიათებელ თვისებებს:



Mn^{+2} -ის მარილების წყალხსნარებზე ტუტეების მოქმედებით ილექება $\text{Mn}(\text{OH})_2$ -ის თეთრი ფერის ნალექი:



$\text{Mn}(\text{OH})_2$ მუავებში ადვილად იხსნება შესაბამისი აკვაკომპლექსის წარმოქმნით:

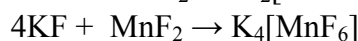
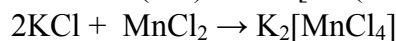
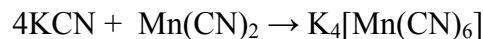


ტუტეებთან MnO და $\text{Mn}(\text{OH})_2$ მხოლოდ ხანგრძლივი და ძლიერი გაცხელებისას ურთიერთქმედებს ანიონური კომპლექსის წარმოქმნით:



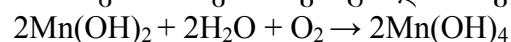
ჰიდროქსომანგანატებიდან თავისუფალ მდგომარეობაში გამოყოფილია $\text{K}_4[\text{Mn}(\text{OH})_6]$ და $\text{Ba}_2[\text{Mn}(\text{OH})_6]$. ეს ნაერთები წყალხსნარებში მთლიანად იშლება, რაც მათ სუსტ მუავა ბუნებაზე მეტყველებს.

Mn^{+2} -ის ნაერთების წყალხსნარებისათვის დამახასიათებელია სუსტი მუავეური ბუნება, რაც ტუტე მეტალების იგივე ტიპის ნაერთებთან რეაქციაში შესვლის უნარში ვლინდება:



მაგრამ ციანოკომპლექსების გარდა ეს ნაერთები ყველა არამდგრადია და ხსნარის განზავებისას იშლება.

$\text{Mn}(\text{OH})_2$ ჩვეულებრივ პირობებში ჰაერის უანგბადით იჟანგება:



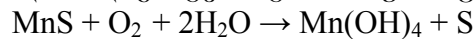
Mn^{+2} -ის მარილები ტუტე არეში ძლიერი მუანგავებით მანგანატამდე იჟანგებიან (რეაქცია მიდის მაღალ ტემპერატურაზე მორეაგირე ნივთიერებათა შევსების პირობებში):



ხოლო ისეთი ძლიერი მუანგავი, როგორცაა PbO_2 , მუავა არეში Mn^{+2} -ს Mn^{+7} -მდე უანგავს:

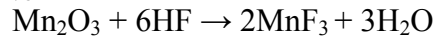


Mn⁺²-ის მარილების წყალხსნარებზე ამონიუმის სულფიდის მოქმედებით გამოიყოფა MnS·xH₂O-ის ხორცისფერი ამორფული ნალექი, რომელიც ჰაერზე დაყოვნებისას, ჰაერის ჟანგბადით დაჟანგვის გამო, მურა ფერს იღებს:

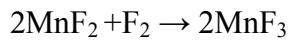


მანგანუმის ნაერთები +3 ჟანგვითი რიცხვით: Mn⁺³-ის ნაერთებიდან ცნობილია ბუნებრივი მინერალი ბრაუნიტი – Mn₂O₃ და MnF₃. ეს უკანასკნელი მიიღება ორი ხერხით:

1. Mn₂O₃-ზე HF-ის მოქმედებით:



2. MnF₂-ის ფთორით დაჟანგვით:

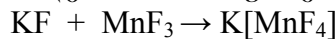


MnF₃ წყლით იშლება:



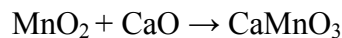
MnF₃-ის შენარჩუნება ხერხდება მხოლოდ ფთორწყალბადმჟავას (მლღობი მჟავა) არეში.

MnF₃ ტუტე მეტალების ფთორიდებით ანიონურ კომპლექსებად გარდაიქმნება:

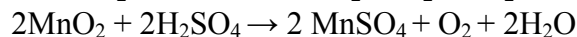


ამავე დროს შეიძლება წარმოიქმნას K₂[MnF₆]-იც.

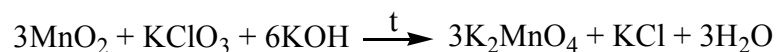
მანგანუმის ნაერთები +4 ჟანგვითი რიცხვით: ბუნებრივი მინერალი პიროლუზიტი ანუ მანგანუმის დიოქსიდი – MnO₂, მანგანუმის ნაერთებს შორის ყველაზე მნიშვნელოვანი და ქიმიური რეაგენტების მიმართ მდგრადი ნაერთია. ჩვეულებრივ პირობებში მასზე არც მჟავები მოქმედებს და არც ტუტეები. MnO₂ მჟავა ოქსიდის ბუნებას ავლენს ტუტეებთან და ფუძე ოქსიდებთან მაღალ ტემპერატურაზე შელღობისას:



მანგანუმის დიოქსიდზე განზავებული მჟავები არ მოქმედებს. ცხელი კონც. მარილმჟავა და გოგირდმჟავასთან რეაგირებს ჟანგვითი რიცხვის ცვლილებით, სადაც გამოდის მჟანგავის როლში:

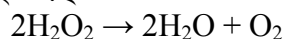


ხსნარში Mn⁺⁴ იონები არ არსებობს. MnO₂, როგორც იაფი მჟანგავი ტექნიკაში ფართოდ გამოიყენება. ძლიერი მჟანგავების მოქმედებით კი თავად იჟანგება:

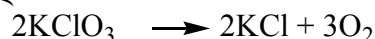


აზოტმჟავა MnO₂-ზე არ მოქმედებს. აღმდგენის თანაობისას კი წარმოიქმნება Mn(NO₃)₂.

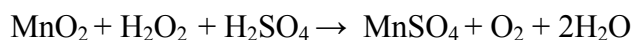
როგორც ცნობილია, MnO₂ გამოიყენება ზოგიერთი რეაქციის კატალიზატორად. წყალბადის პეროქსიდის დაშლა:



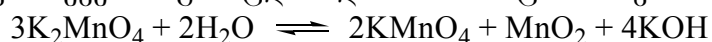
ბერთოლეს მარილის დაშლა:



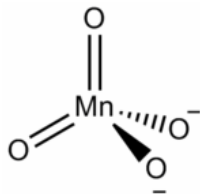
მჟავა არეში კი წყალბადის პეროქსიდი რეაქციაში შედის MnO₂-თან, როგორც აღმდგენი:



მანგანუმის ნაერთები +6 ჟანგვითი რიცხვით: Mn⁺⁶ რამდენადმე სტაბილურია [MnO₄]²⁻ სახით. ამ იონების შენარჩუნება ხდება ხსნარში ტუტის სიჭარბისას, სხვა შემთხვევაში განიცდის დისპროპორციონირებას:

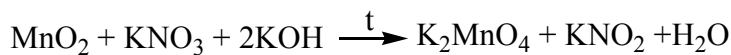
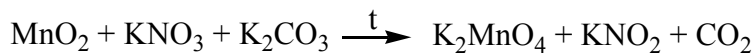


ტუტის სიჭარბისას წონოსწორობა გადახრილია მარცხნივ, რაც ხსნარის ფერის ცვლილებაში ვლინდება. K_2MnO_4 -ის წყალხსნარი დაყოვნებისას თანდათან იცვლის ფერს, მანგანატის მწვანე ფერი ჟოლოსფერში გადადის, ამავე დროს მურა ფერის ნალექი MnO_2 გამოიყოფა, მაგრამ ტუტის დამატებისას რეაქციის შექცევადობის გამო ხსნარი კვლავ მწვანე ფერს იღებს და ნალექიც იხსნება. ფერების ასეთი ცვლილების გამო შეეღებ ამ მარილს მინერალური ქამელეონი უწოდა.

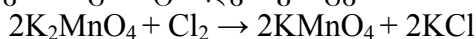


ნახაზი 31. მანგანატ-იონის $[MnO_4]^{2-}$ სტრუქტურა

მანგანატები, როგორც უკვე აღვნიშნეთ, Mn^{+2} -ის მარილებზე ან MnO_2 -ზე ტუტე არეში ძლიერი მუანგავეების მოქმედებით მიიღება:

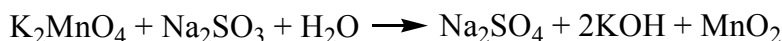


მანგანატები ქლორით პერმანგანატამდე იჟანგება:



მანგანატებიდან სუფთა სახით მხოლოდ ორი მარილია გამოყოფილი – K_2MnO_4 და Na_2MnO_4 .

მანგანატები ძლიერი მუანგავეებია, მუავა გარემოში Mn^{+2} -მდე აღდგებიან, ნეიტრალურში კი – MnO_2 -მდე:



მანგანუმის ნაერთები +7 ჟანგვითი რიცხვით: ოქსიდი Mn_2O_7 , ოქსოფთორიდი MnO_3F და მდგრადი ოქსოანიონი MnO_4^- .

Mn_2O_7 არამდგრადი ნაერთია, ზეთისებური სითხეა, მიიღება $KMnO_4$ -ზე კონც. გოგირდმუავას მოქმედებით:

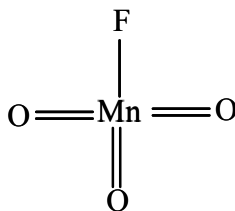


რეაქცია მიდის ჩვეულებრივ პირობებში მცირე რაოდენობით კონც. გოგირდ-მუავას დამატებისას და ფრთხილი მორევის პირობებში. Mn_2O_7 ადვილად იშლება:

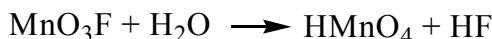


ამიტომ ძლიერი მუანგავეა.

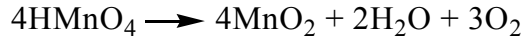
MnO_3F თხევადი ნივთიერებაა, მის მოლეკულას ტეტრაედრის ფორმა აქვს ცენტრში მანგანუმის ატომით:



MnO_3F მუავური ბუნების ნაერთია, წყლით ჰიდროლიზდება მანგანუმმუავას წარმოქმნით:

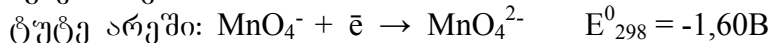
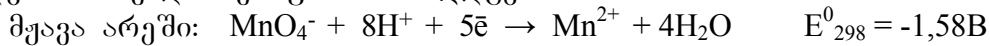


HMnO₄-ის ხსნარის მაქსიმალური კონცენტრაცია არის 20%, უფრო მაღალი კონცენტრაციის შემთხვევაში იშლება:

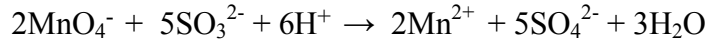
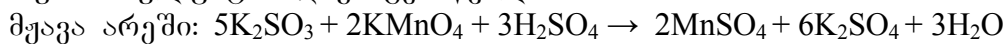


Mn⁺⁷-ის ნაერთებიდან ყველაზე მნიშვნელოვანია HMnO₄-ის მარილები პერმანგანატები, მათ შორის კი KMnO₄. მისი წყალხსნარი მოწითალო-იისფერია, მყარი – თითქმის შავი. წყალში დიდი რაოდენობით იხსნება, ძლიერი მჟანგავია და ძლიერი მადეზინფექცირებელი საშუალებაა. უანგავს ბევრ ორგანულ და არაორგანულ ნივთიერებას.

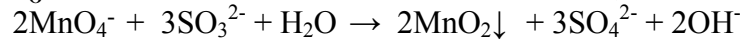
შედის რა უანგვა-აღდგენით რეაქციებში, KMnO₄ ხსნარის pH-გან დამოკიდებულებით სხვადასხვა ფორმით აღდგება.



მჟავა არეში კომპლექსური კატიონი [Mn(H₂O)₆]²⁺ მიიღება ნეიტრალურ და სუსტ ტუტე გარემოში MnO₂, ძლიერ ტუტე გარემოში კი MnO₄²⁻-იონი. KMnO₄-ით ნატრიუმის სულფიტის დაუანგვა წყალხსნარში:

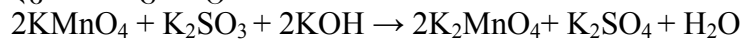


ხსნარი ამ შემთხვევაში უფერულდება უფერო Mn²⁺-იონების წარმოქმნის გამო.



გამოიყოფა MnO₂-ის მურა ფერის ნალექი.

ტუტის მაღალი კონცენტრაციისა და აღმდგენლის მცირე რაოდენობის შემთხვევაში მიიღება მანგანატი:



KMnO₄ გახურებით მანგანატში გადადის. ეს რეაქცია ლაბორატორიაში უანგბადის მისაღებად გამოიყენება:



როგორც უკვე აღვნიშნეთ, პერმანგანატი მანგანატში ტუტის მოქმედებითაც გადადის:



KMnO₄-ის 0,1%-იანი ხსნარი მედიცინაში გამოიყენება.

მეთოთხმეტე თავი

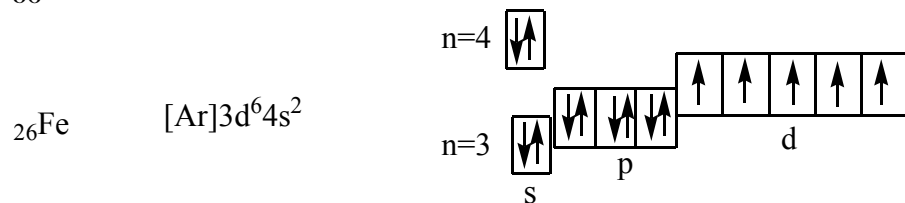
რკინა

რკინა ისტორიამდელ მეტალთა რიცხვს მიეკუთვნება. იგი ადამიანებისათვის ჩვენს წელთაღრიცხვამდე იყო ცნობილი. გავრცელებული მოსაზრების მიხედვით, მადნებიდან მეტალური რკინა პირველად კავკასიაში იქნა მიღებული და სიტყვა რკინის ეტიმოლოგიის შესახებაც არსებობს ვარაუდი, რომ იგი ლაზური წარმოშობისაა და „ცას“ ნიშნავს. ჩვენი წინაპრების წარმოდგენით ცა რკინისგან იყო „გადახურულ-მოჭედილი“.

მადნებიდან რკინის პრიმიტიული წარმოება ემყარებოდა მიწის ორმოებში ან თიხის ღუმელებში მისი მადნების ხის ნახშირთან გახურებას.

რკინის წარმოებაში მნიშვნელოვანი ეტაპი მაშინ დაიწყო, როცა ხის ნახშირი კოქსმა შეცვალა, რომელსაც აღმდგენლის გარდა სათბობის ფუნქციაც დაეკისრა, ხოლო XIX საუკუნეში უკვე ფოლადის წარმოების მეთოდები იქნა დამუშავებული.

რკინის ატომის ელექტრონული კონფიგურაცია: რკინა VIII ჯგუფის d-გარდამავალი მეტალია, მისი ატომის ელექტრონული კონფიგურაცია გამოისახება სქემით:

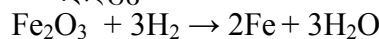


მისი სავალენტო ორბიტალებია $3d^64s^2$. თვისებათა მსგავსების გამო რკინის ოჯახს მიაკუთვნებენ კობალტსა და ნიკელს. ნაერთებში რკინის დამახასიათებელი ჟანგვითი რიცხვებია +2 და +3, შედარებით ნაკლებად ახასიათებს +6. დამახასიათებელი კოორდინაციული რიცხვია 6.

რკინა ბუნებაში ერთ-ერთი ფართოდ გავრცელებული ელემენტია. ამ მხრივ ის მხოლოდ ჟანგბადს, სილიციუმს და ალუმინს ჩამორჩება. თავისუფალი სახით რკინა ბუნებაში იშვიათად არის. იგი ძირითადად მეტეორიტებში შედის ნიკელთან შენადნობის სახით (5-10% – Ni).

რკინის ყველაზე ტიპური მინერალებია: Fe_3O_4 – მაგნიტური რკინაქვა, შავი ფერის კუბური კრისტალები მეტალური ბზინვით; Fe_2O_3 – ჰემატიტი (წითელი რკინაქვა), რომბული კრისტალები; ლიმონიტი $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$; სიდერიტი FeCO_3 ; არსენოპირიტი FeAsS ; პირიტი FeS_2 და ა.შ.

მიღება: სუფთა რკინა მიიღება მისი ოქსალატის (FeC_2O_4) დაშლით მიღებული ოქსიდის წყალბადით აღდგენით:



აგრეთვე რკინის პენტაკარბონილის $\text{Fe}(\text{CO})_5$ -ის უჰაეროდ გაცხელებით (140°C ზემოთ).

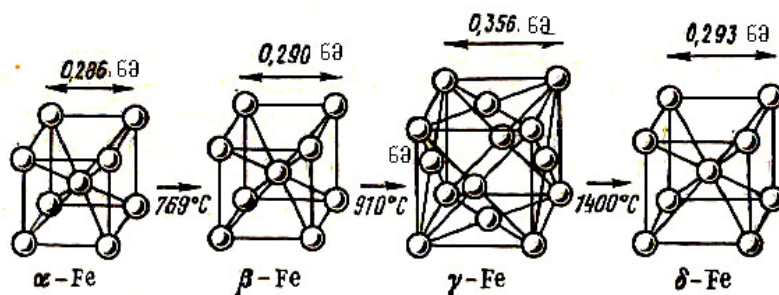
ფეროქრომის, ფერომოლობდენის, ფერომანგანუმის და ა.შ. შენადნობების მისაღებად იყენებენ ალუმინ- ან სილიციუმთერმულ მეთოდს რკინისა და იმ მეტალის ოქსიდის ნარევის აღსადგენად, რომელთანაც სურთ რკინის შენადნობის მიღება.

რკინის შენადნობებიდან ყველაზე დიდი გამოყენება აქვს თუჯს და ფოლადს. თუჯი რკინის შენადნობია ნახშირბადთან, გოგირდთან, ფოსფორთან, სილიციუმთან, მანგანუმთან. თუჯის წარმოებაში გამოიყენება რკინის ოქსიდური მინერალები; პირიტი, არსენოპირიტი და რკინის სხვა გოგირდშემცველი

მინერალები ამ მიზნით არ გამოიყენება, რადგან ამ შემთხვევაში გოგირდის ჭარბი რაოდენობით შემცველი დაგალხარისხოვანი შენადნობი მიიღება. მაინიდან ფოლადის მიღება შემდეგი საფეხურების გავლით მიმდინარეობს: რკინის აღდგენა მეტალურ მდგომარეობამდე, ჟანგვითი პროცესები არასასურველი ნივთიერებების მოსაშორებლად და შემდეგ ეტაპზე საჭირო დანამატების შეტანა ფოლადის მისაღებად. თუჯში ნახშირბადის შემცველობა 1,7%-ზე მაღალია. იგი შეიცავს აგრეთვე მის თანხმლებ ელემენტებს: გოგირდს, ფოსფორს, სილიციუმს და მანგანუმს. მაინიდან ჯერ თუჯს ადნობენ და შემდეგ გარდაქმნიან ფოლადად. ფოლადი რკინის შენადნობია, რომელიც შეიცავს ნახშირბადს 10,1-1,7%-მდე, 0,3% სილიციუმს, 0,6% მანგანუმს, 0,05% ფოსფორს და 0,05% გოგირდს.

ფიზიკური თვისებები და ალოტროპიული მოდიფიკაციები: სუფთა რკინა კომპაქტურ მდგომარეობაში მოვერცხლისფრო-თეთრი მეტალია. პირობების მიხედვით მას შეუძლია ოთხი ალოტროპიული მოდიფიკაციის სახით არსებობა: α-Fe, რომელიც მდგრადია 768°C-მდე; β-Fe მდგრადია 768-906°C-ის, γ-Fe 906-1401°C-ის და δ-Fe 1401-1536°C-ის ინტერვალში.

α-, β- და δ მოდიფიკაციებს აქვთ მოცულობაცენტრირებული კუბური სტრუქტურა. γ-რკინას კი წახნაცენტრირებული კუბური სტრუქტურა. α- და δ მოდიფიკაციები ფერომაგნიტურია, β და γ კი – დიამაგნიტური.

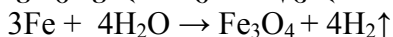


ნახაზი 32. რკინის პოლიმორფული გარდაქმნები

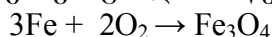
ქიმიური თვისებები: კომპაქტურ მდგომარეობაში რკინა მშრალ ჰაერზე მდგრადია, ნესტიან ჰაერზე იჟანგება და წარმოქმნის ნაერთს შედგენილობით $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$. ეს უკანასკნელი ფორიანი სტრუქტურით ხასიათდება, ამიტომ რკინას ვერ იცავს შემგომი დაჟანგვისაგან:



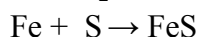
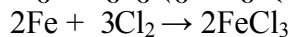
წითელ ვარვარებამდე გახურებული რკინა წყლის ორთქლთან მოქმედებს:



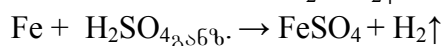
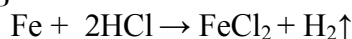
ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე რკინა მშრალ ჟანგბადთან რეაქციაში არ შედის. მაღალ ტემპერატურაზე კი ჟანგბადში იწვის Fe_3O_4 -ის წარმოქმნით:



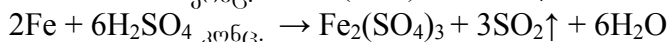
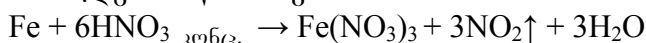
ასევე მაღალ ტემპერატურაზე მოქმედებს ქლორთან და გოგირდთან:



ძლიერ მჟანგავებთან რკინა წარმოქმნის მარილებს (+3) ჟანგვითი რიცხვით, ხოლო სუსტ მჟანგავებთან – (+2) ჟანგვითი რიცხვით. განზ. მარილმჟავასა და გოგირდმჟავასთან რკინა მოქმედებს, როგორც წყალბადამდე მოთავსებული მეტალი წყალბადის გამოყოფით:



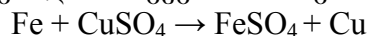
ცივი კონც. აზოტმჟავა და კონც. გოგირდმჟავა მას აპასიურებს. აღნიშნულ მჟავებთან რკინა რეაქციაში მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე შედის Fe^{+3} -ის (ძლიერი მჟანგავებია) მარილების წარმოქმნით:



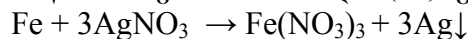
რკინა ძლიერ განზ. აზოტმჟავას NH_3 -მდე აღადგენს, რომელიც საბოლოოდ ამონიუმის ნიტრატად გარდაიქმნება:



იგი მარილთა წყალხსნარებიდან აძევებს მასზე ნაკლებ აქტიურ მეტალებს:

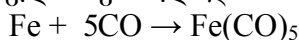


ხოლო თუ მეტალი ძაბვის მწკრივში სპილენძის მარჯვნივ არის მოთავსებული, ამ შემთხვევაში რკინა წარმომქმნის მარილს (+3) ჟანგვითი რიცხვით:

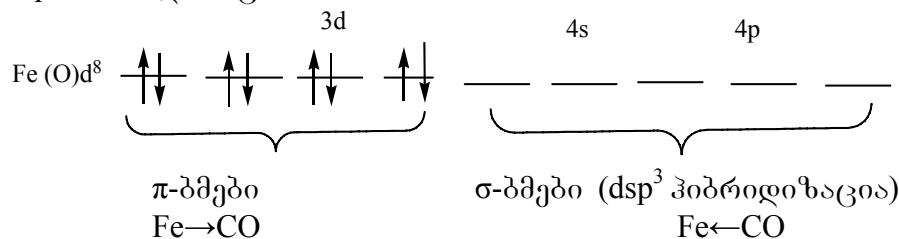


რკინის ნაერთები ნულოვანი ჟანგვითი რიცხვით $[Fe(CO)_5]$.

ნახშირბად(II)-ის ოქსიდთან რკინა წარმოქმნის შესაბამის პენტაკარბონილს, რომელიც წყალში უხსნადი ყვითელი აქროლადი სითხეა (დუღ.ტ. $103^\circ C$):

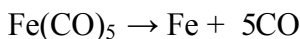


რკინის პენტაკარბონილი კარგად იხსნება ორგანულ გამხსნელებში, მაგ., დიეთილის ეთერში, ბენზოლში და სხვ. მის მოლეკულას აქვს ტრიგონალური ბიპირამიდის სტრუქტურა, რომელსაც შეესაბამება რკინის მაკავშირებელი ორბიტალების dsp^3 -ჰიბრიდიზაცია.



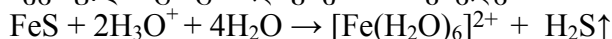
სქემა 16.

გაცხელებისას რკინის კარბონილი იშლება სუფთა რკინის წარმოქმნით (სუფთა რკინის მიღების ხერხი):

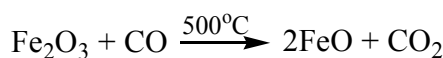
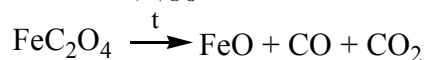


რკინის ნაერთები +2 ჟანგვითი რიცხვით: კატიონი Fe^{2+} (ელექტრონული კონფიგურაცია $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$) უფეროა, პარამაგნიტურია, აღმდგენია, განსაკუთრებით ტუტე გარემოში, როცა ის ძალიან ადვილად იჟანგება (+3)-მდე ჰაერის ჟანგბადითაც კი. მჟავა არეში ეს კატიონი მდგრადია და მხოლოდ ძლიერი მჟანგავებით იჟანგება ($KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$ და ა.შ.).

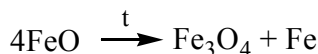
რკინა(II)-ის მარილები მიიღება რკინაზე, FeO , $Fe(OH)_2$, FeS , $FeCO_3$ -ზე მარილმჟავასა და განზავებული გოგირდმჟავას მოქმედებით:



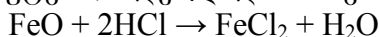
რკინა(II)-ის ოქსიდი (FeO) მიიღება რკინის ოქსალატის (FeC_2O_4) თერმული დაშლით, აგრეთვე Fe_2O_3 -ის CO -თი აღდგენით:



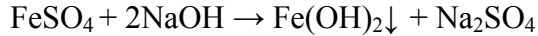
FeO ჰაერზე გაცხელებისას ადვილად იჟანგება Fe_2O_3 -მდე, უჰაეროდ გაცხელებისას კი განიცდის დისპროპორციონირებას:



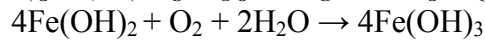
არ იხსნება წყალსა და ტუტეში, ადვილად იხსნება მინერალურ მჟავებში:



Fe(OH)₂ მოყვითალო თეთრი ნალექია, მიიღება შესაბამის მარილთა წყალხსნარებზე ტუტის მოქმედებით:



ჰაერზე არამდგრადია, ადვილად იჟანგება მურა შავი ფერის Fe(OH)₃-მდე:

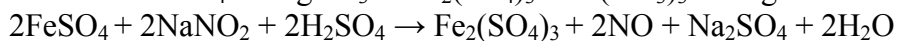
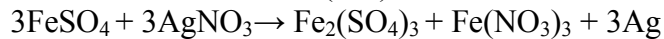
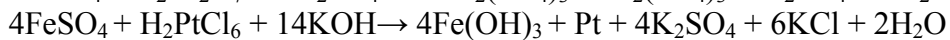
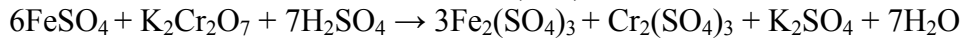


H₂O₂-ის, ქლორის ან ჰიპოქლორიტების მონაწილეობით დაჟანგვა მომენტალურად ხდება.

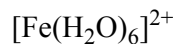
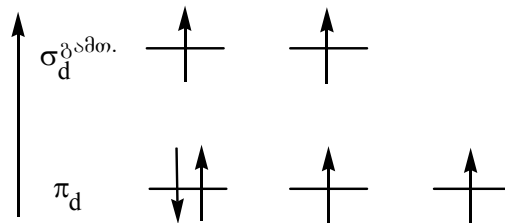
Fe(OH)₂ ფუძეა, მაგრამ ტუტის კონც. ხსნართან რეაქციაში შედის ანიონური ჰექსაჰიდროქსო კომპლექსური იონის წარმოქმნით:



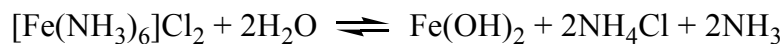
რკინა(II)-ის მარილები მჟავა არეში ძლიერი მჟანგავებით იჟანგება:



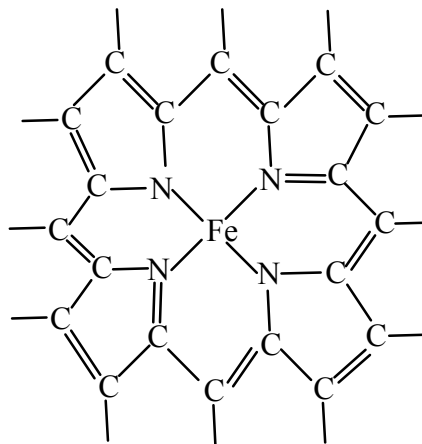
Fe²⁺ წყალხსნარებში აკვაიონის სახითაა, რომელსაც მწვანე ფერი აქვს.



რკინა(II)-ის ბევრი უწყლო მარილი (მაგალითად, ჰალოგენიდები) იერთებს ამიაკს ამიაკალური კომპლექსების წარმოქმნით, რომლებიც მდგრადია მხოლოდ მყარ მდგომარეობაში და ამიაკით გაჯერებულ წყალხსნარში. წყლით ისინი ადვილად იშლებიან:



გაცილებით მდგრადია რკინის ხელატური ამინოკომპლექსები. უმნიშვნელოვანესია პორფირინთან რკინა(II)-ის ხელატური კომპლექსი, ე.წ. ჰემი. ეს უკანასკნელი შედის ჰემოგლობინის შედგენილობაში, რომელსაც ადამიანის ორგანიზმში ჟანგბადის ტრანსპორტის ფუნქცია აქვს დაკისრებული.



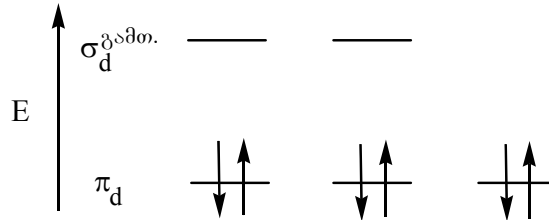
ნახაზი 33.

რკინა(II)-ის ნაერთები მანგანუმ(II), კობალტ(II) და ნიკელ(II)-ის ანალოგიური ნაერთების მსგავსია, რაც გამოიხატება მჟავა არეში მდგრადობით, ტუტე არეში ადვილად უანგვის უნარითა და CN⁻ ჯგუფებთან კოორდინირებული განსაკუთრებული მდგრადობით გამორჩეული კომპლექსნაერთების წარმოქმნით.

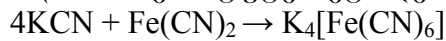
რკინა(II)-ის კომპლექსნაერთებს შორის ციანიდური კომპლექსი [Fe(CN)₆]⁴⁻ მართლაც განსაკუთრებულად მდგრადია. იგი ადვილად მიიღება შემდეგი რეაქციით:



აღნიშნული კომპლექსური იონი დიამაგნიტურია.



მისი მიღება შეიძლება რკინის ციანიდიდანაც, რომელიც ბევრი სხვა მეტალის ციანიდის მსგავსად იხსნება ტუტე მეტალების ციანიდების ხსნარში.



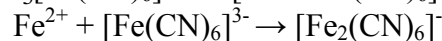
კალიუმის ჰექსაციანოფერატი(II)

წარმოქმნილ რკინის კომპლექსურ მარილს ეწოდება სისხლის ყვითელი მარილი. ამ უკანასკნელზე მჟავის მოქმედებით მიღებულია ძლიერი მჟავა H₄[Fe(CN)₆].

ამჟამად ამ მარილს ქვანახშირის მშრალი გამოხდით თანამდე პროდუქტის სახით გამოყოფილი ციანიდური ნაერთებისგან ღებულობენ.

სისხლის ყვითელი მარილი გამოიყენება Fe³⁺-იონებს აღმოსაჩენად.

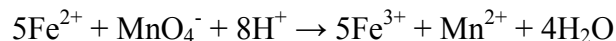
Fe²⁺-იონების აღმოჩენია სისხლის წითელი მარილი, რომელიც მასთან მუქი ღურჯი ფერის ნალექს წარმოქმნის ტურნბულის ღურჯის სახელწოდებით:



ხოლო Fe²⁺-იონების რაოდენობრივი განსაზღვრისთვის ანალიზურ ქიმიაში გამოყენებული რეაქციაა:

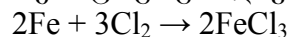


ანუ

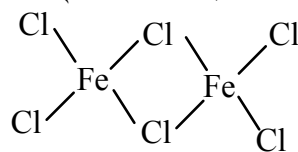


Fe³⁺ კატიონი (ელექტრონული კონფიგურაცია 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d⁵) პარამაგნიტური უფერო იონია, შეფერილია (ღია იისფერი) მისი აკვაიონი [Fe(H₂O)₆]³⁺. Fe³⁺-თვის დამახასიათებელი კოორდინაციული რიცხვებია 4 და 6, შესაბამისად ტეტრაედრული და ოქტაედრული სტრუქტურით.

Fe³⁺-ის მარილები მიიღება მეტალურ რკინაზე ძლიერი მჟანგავების მოქმედებით (ჰალოგენები, ცხელი კონც. გოგირდმჟავა და აზოტმჟავა).



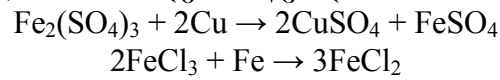
FeCl₃ წყალხსნარში ოქტაედრული [Fe(H₂O)₆]Cl₃ კომპლექსის სახით არის არაწყალხსნარებში კი, მაგალითად, CS₂-ში (AlCl₃-ის მსგავსად) Fe₂Cl₆ სახით.



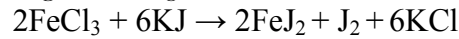
რკინა(III)-ის მარილები რკინა(II)-ის მარილების დაჟანგვითაც მიიღება (რეაქციები მოცემულია Fe²⁺-ის მარილებთან).

მარილთა წყალხსნარებიდან გამოყოფილია კრისტალჰიდრატები: $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$; რკინის შაბები $\text{MFe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ და ა.შ.

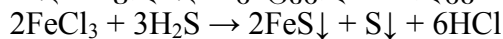
Fe^{3+} -იონები მჟანგავია, მისი მჟანგავი უნარი იზრდება H^+ -იონების მაღალი კონცენტრაციის პირობებში. Fe^{3+} -იონები ჟანგავს სპილენძს, რკინას და ა.შ. ამიტომ ეს მეტალები $\text{Fe}(\text{III})$ -ის მარილების წყალხსნარში იხსნება:



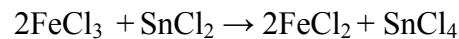
$\text{Fe}(\text{III})$ იონების მჟანგავი უნარის გამო არ ხერხდება წყალხსნარებში მიმოცვლის რეაქციით მისი იოდიდისა და ციანიდის მიღება (აღნიშნული ანიონების ძლიერი აღმდგენი უნარის გამო):



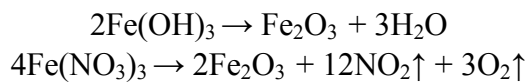
იმავე მიზეზის გამო რკინა(III)-ის მარილებიდან H_2S ან რომელიმე ხსნადი სულფიდის მოქმედებისას Fe_2S_3 არ მიიღება, არამედ გამოიყოფა FeS და კოლოიდური გოგირდის ერთდროულად შემცველი ნალექი:



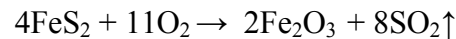
FeCl_3 SnCl_2 -საც ჟანგავს:



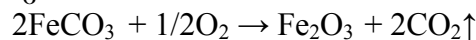
რკინა(III)-ის ოქსიდი Fe_2O_3 რკინის ბუნებრივ ნაერთებს შორის ერთ-ერთი ყველაზე მდგრადი ნაერთია. მისი მიღება ლაბორატორიაში შეიძლება $\text{Fe}(\text{OH})_3$ და $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ თერმული დაშლით:



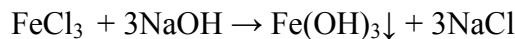
პირიტის გამოწვით:



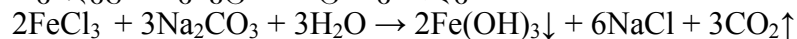
FeCO_3 -ის ჰაერზე გახურებით:



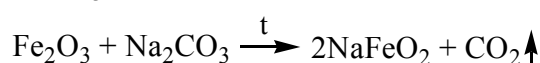
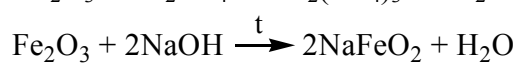
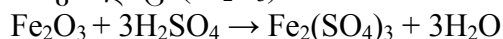
რკინა(III)-ის ჰიდროქსიდი შესაბამის მარილებზე ტუტის ხსნარის მოქმედებით მიიღება:



მისი მიღება შემდეგი რეაქციითაც შეიძლება:



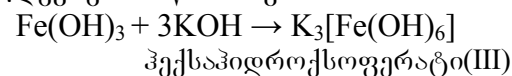
რკინა(III)-ის ჰიდროქსიდი წყალში ცუდად ხსნადია, მაგრამ ადვილად წარმოქმნის კოლოიდურ ხსნარს. სუსტი ფუძეა, ამფოტერული, ასევე ამფოტერულია რკინა(III)-ის ოქსიდიც (Fe_2O_3):



$\text{Fe}(\text{OH})_3$ -ის ტუტეებთან ან ტუტე მეტალების კარბონატებთან შელღობითაც მიიღება პოლიმერული ოქსოფერატები(III) შედგენილობით MeFeO_2 ე.წ. ფერიტები.

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ -ის სუსტ ფუძე თვისებებს ამტკიცებს Fe^{3+} მარილების ჰიდროლიზის მაღალი ხარისხიც (Fe^{2+} მარილებთან შედარებით).

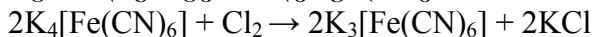
ახლადდალექილი $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ადვილად იხსნება ტუტეების კონც. ხსნარებში რკინა(III)-ის ანიონური კომპლექსების წარმოქმნით:



ცნობილია რკინა(III)-ის სხვა ანიონური კომპლექსებიც $\text{Me}_3[\text{FeF}_6]$; $\text{Me}[\text{FeCl}_4]$; $\text{Me}_3[\text{Fe}(\text{CNS})_6]$ და სხვა.

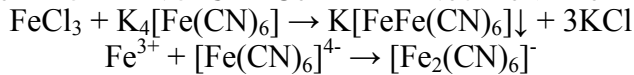
რკინა(III)-ის ანიონურ კომპლექსებს შორის ყველაზე მდგრადია ციანიდური კომპლექსი $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. რკინა(III)-ის ბევრი სხვა კომპლექსური ანიონებისაგან

განსხვავებით (რომლებიც მაღალსპინურია) იგი დაბალსპინური კომპლექსია. მას ჰექსაციანოოქსოფერატ(II)-გან დაჟანგვით ღებულობენ:



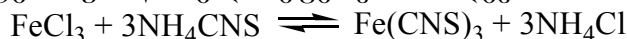
$K_3[Fe(CN)_6]$ სისხლის წითელი მარილია, რომელიც როგორც უკვე აღვნიშნეთ, გამოიყენება Fe^{2+} -ის აღმოსაჩენად.

Fe^{3+} -იონების აღმომჩენია სისხლის ყვითელი მარილი. ურთიერთქმედების შედეგად მიიღება ინტენსიური ღურჯი ფერის ნალექი ე.წ. ბერლინის ლაჟვარდი:



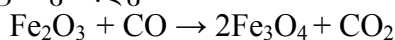
რენტგენოსტრუქტურულმა ანალიზმა აჩვენა, რომ ბერლინის ლაჟვარდსა და ტურნბულის ღურჯს ერთიდაიგივე სტრუქტურა აქვს.

Fe^{3+} -იონებთან ინტენსიურ წითელ შეფერვას იძლევა CNS^- -იონები:



ეს რეაქციაც გამოიყენება Fe^{3+} -იონების აღმოსაჩენად.

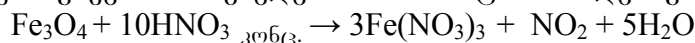
რკინის შერეული ოქსიდი Fe_3O_4 შეიძლება განვიხილოთ, როგორც რკინის ფერიტი $Fe(FeO_2)_2$. იგი ბუნებაში გავრცელებულია მინერალ მაგნეტიტის სახით. მისი მიღება Fe_2O_3 აღდგენითადაც შეიძლება:



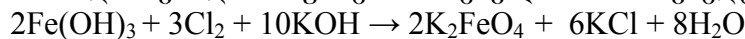
მჟავებში იხსნება Fe^{2+} და Fe^{3+} მარილების წარმოქმნით:



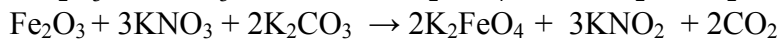
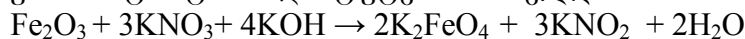
ძლიერი მჟანგავი მჟავების მოქმედებისას Fe^{2+} -ც Fe^{3+} -მდე იჟანგება:



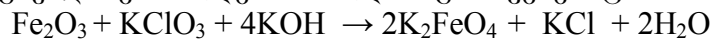
რკინის ნაერთები +6 ჟანგვითი რიცხვით: აღნიშნული ჟანგვითი რიცხვით რკინას შეიცავს $[FeO_4]^{2-}$ -ანიონი. ფერატები (Na_2FeO_4 , K_2FeO_4 , $BaFeO_4$) მიიღება რკინა(III)-ის ნაერთების ტუტე არეში დაჟანგვით. KOH -ის კონცენტრირებულ ხსნარში რკინა(III)-ის ჰიდროქსიდის სუსპენზიაზე ქლორის მოქმედებით:



Fe_2O_3 -ის კალიუმის ნიტრატთან და ტუტესთან შელღობით:



შეიძლება მჟანგავად ბერთოლეს მარილის გამოყენებაც:



მისი მიღება შეიძლება აგრეთვე ტუტის კონცენტრირებულ ხსნარში მეტალური რკინის ანოდური ჟანგვითაც.

ფერატები მჟავა გარემოში ძლიერი მჟანგავებია (ამიაკს ოთახის ტემპერატურაზე აზოტამდე ჟანგავენ). წყალხსნარებში იშლებიან შემდეგი სქემით:

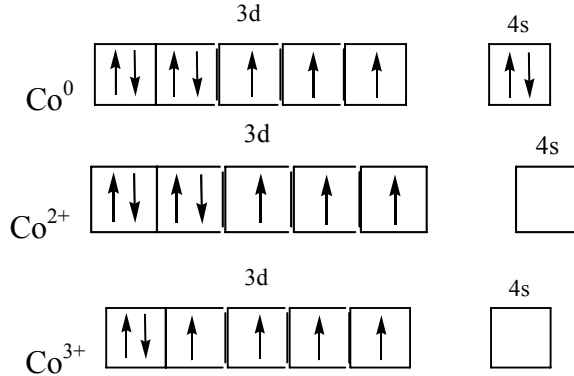


შესაბამისი მჟავა H_2FeO_4 უცნობია, რადგან ფერატების შემჟავებისას ჟანგვად აღდგენითი პროცესი მიმდინარეობს – რკინა (+3) ჟანგვით რიცხვამდე აღდგება და ჟანგბადი გამოიყოფა.

მეთხუთმეტე თავი

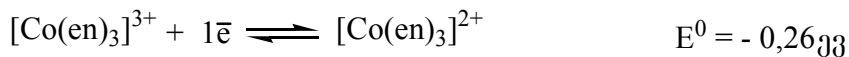
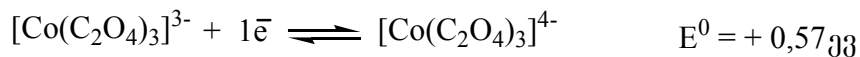
კობალტი

კობალტი 1735 წელს აღმოაჩინა შვედმა მეცნიერმა გეორგ ბრანდტმა. კობალტის სავალენტო ელექტრონებია $3d^7 4s^2$.



რკინის ქვეჯგუფის ელემენტებთან შედარებით კობალტისა და მის ანალოგების ატომებში (n-1)d ორბიტალების სტაბილიზაციის ტენდენცია გრძელდება, ამიტომ კობალტის უმაღლესი ჟანგვითი რიცხვი რკინასთან შედარებით დაბალია. მისთვის ტიპურია ჟანგვითი რიცხვები (+2) და (+3). ამასთან (+3) მას ძირითადად კომპლექსებში ახასიათებს, სადაც მისი კოორდინაციული რიცხვი ექვსის ტოლია.

ერთადერთი მნიშვნელოვანი d^7 კონფიგურაციის მქონე იონი არის Co^{2+} , თუმცა ასეთი კონფიგურაციით ნიკელ(III)-ის რამდენიმე ნაერთიც არსებობს. Co^{2+} -ის იონები წყალხსნარებში მდგრადია, მაგრამ ძლიერი ველის წარმომქმნელი ლიგანდების თანაობისას ადვილად იჟანგება კობალტის(III) კომპლექსების წარმოქმნით. კობალტის(II) კომპლექსები ადვილად იჟანგებიან კობალტ(III)-მდე. ქვემოთ მოცემულია E^0 მნიშვნელობები კობალტის რამდენიმე კომპლექსისათვის:



ბუნებაში გავრცელება: სუფთა კობალტის მადნები ბუნებაში იშვიათად გვხვდება. ის თითქმის ყოველთვის ნიკელთან და ღარიშხანთან ერთად არის გავრცელებული. მისი ყველაზე მნიშვნელოვანი მინერალია კობალტის კრიალა $CoAsS$.

კობალტს ძირითადად პოლიმეტალური მადნებიდან ღებულობენ. რიგი თანმიმდევრული პოლიმეტალურგიული ოპერაციების შედეგად გამოყოფენ Co_3O_4 -ს, რომელსაც შემდეგ ნახშირით, წყალბადით, ზოგჯერ კი ალუმინოთერმიით ადადგენენ. განსაკუთრებული სისუფთავის კობალტს ელექტროლიტური რაფინირებით იღებენ, აგრეთვე მისი ზოგიერთი ნაერთის თერმული დაშლით.

წარმოებული კობალტის ძირითადი მასა მისი შენადნობების, სწრაფმჭრელი ფოლადებისა და მეტალთა ნაკეთობების ელექტროლიტურ დაფარვას ხმარდება. კობალტის ნაერთები, კალიუმის სილიკატთან ორმაგი მარილების სახით კობალტის მინის წარმოებაში გამოიყენება.

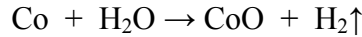
კობალტის რადიოაქტიური იზოტოპი $^{60}_{17}Co$ მედიცინაში გამოიყენება, როგორც

γ-გამოსხივების წყარო.

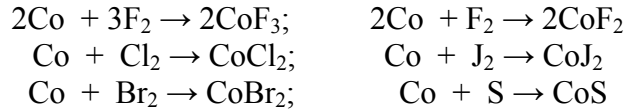
კობალტი თეთრი-მოცისფრო ელფერის მქონე მეტალია. რკინის მსგავსად მას მაგნიტური თვისებები აქვს.

ჩვეულებრივ პირობებში კობალტი მდგრადია მშრალი და ნესტიანი ჰაერის მიმართ, წყლის, ძლიერი ტუტეებისა და ორგანულ მუავათა განზ. ხსნარების მიმართ. მეტალური კობალტი მშრალ ჰაერზე 300°C-ზე მაღალ ტემპერატურაზე გაცხელებისას იჟანგება შემდეგი ოქსიდების წარმოქმნით: CoO, Co₂O₃, Co₃O₄.

წყლის ორთქლთან წითელ ვარვარებამდე გაცხელებისას წარმოქმნის ოქსიდს CoO:

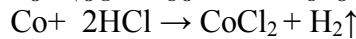


კობალტის ნაქლიბი გაცხელების პირობებში მოქმედებს ჰალოგენებთან, გოგირდთან და ა.შ.:



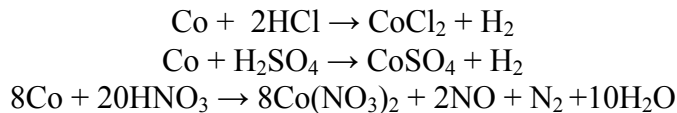
იგივე პირობებში აზოტთან არ მოქმედებს. 380-400°C-ზე კობალტის ფხვნილის ამიაკის ნაკადში გაცხელებისას (3-4სთ) მიიღება შავი ფერის ნიტრიდი Co₃N; 270°C-მდე გაცხელებისას – Co₂N; 470°C-მდე გაცხელებისას კი – Co₃N₂.

კობალტზე აირადი HCl შემდეგი სქემით მოქმედებს:



კობალტზე აზოტის ოქსიდების N₂O (230°C), NO (150°C), NO₂ (ოთახის ტემპ.) მოქმედებისას მიიღება CoO, ხოლო ქლორიდების (PCl₃, AsCl₃ და SbCl₃) მოქმედებისას მიიღება კობალტის ფოსფიდი, არსენიდი და ანთიმონიდი.

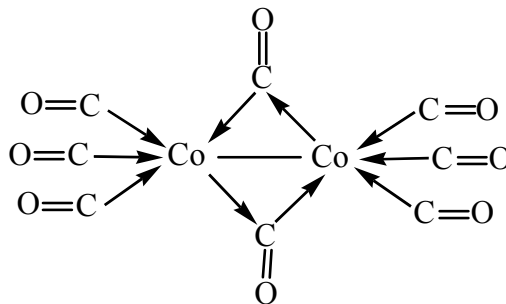
მეტალური კობალტი ნელა იხსნება განზ. HCl, H₂SO₄-ში, ინტენსიურად მიდის რეაქცია განზ. HNO₃-თან:



მბოლავი აზოტმუავა კობალტს ოთახის ტემპერატურაზე აპასიურებს. ეინულოვანი ძმარმუავა და მუაუნმუავა მას ნელა ხსნის. 550°C-ზე ტუტესთან შედლობით შედის რეაქციაში. მარილთა წყალხსნარებიდან კობალტი აძევებს სპილენძს, ვერცხლს, ვერცხლისწყალს.

ფიზიოლოგიური თვალსაზრისით კობალტი მცირე რაოდენობით აუცილებელია ცოცხალი ორგანიზმებისათვის, თუმცა დიდი რაოდენობით მავნებელია.

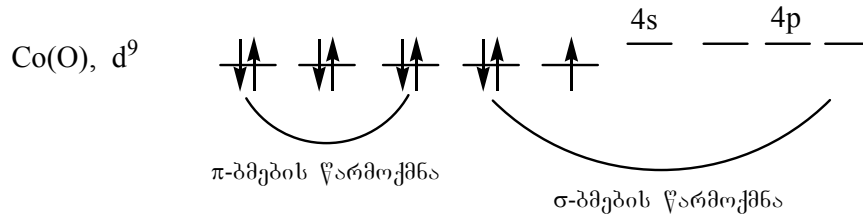
კობალტის კარბონილები – ნაერთები ნულოვანი ჟანგვითი რიცხვით. უმარტივესი კარბონილია ორბირთვიანი Co₂(CO)₈:



სქემა 17.

ამ ნაერთში კობალტის ატომი ექვს σ-ბმას წარმოქმნის, რომელთაგან ოთხი წარმოქმნილია დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით კობალტის თავისუფალი ორბიტალებისა და ოთხი მოლეკულა CO-ს ელექტრონული წყვილების ხარჯზე;

მეხუთე – კობალტის წყვილი d-ელექტრონისა და CO-ს თავისუფალი π-ორბიტალით, ხოლო Co-Co ბმა წარმოქმნილია კობალტის ორი ატომის გაუწყვილებელი ელექტრონებით. მოლეკულის სტაბილიზაცია ხდება π-დატიური კავშირის ხარჯზე, რაც კობალტის 3d⁹-ელექტრონებით ხორციელდება:



სქემა 18

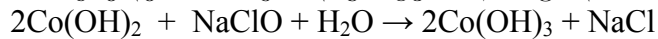
Co₂(CO)₈ – მიიღება კობალტის ფხვნილის გაცხელებით CO-ს ატმოსფეროში (150-200°C და 2,5•10⁷პა წნევის პირობებში). 60°C-ზე გაცხელებისას ის დაშლას იწყებს. კობალტის კარბონილი წყალში უხსნადი ნარინჯისფერი კრისტალებია, კარგად იხსნება ორგანულ გამხსნელებში. გამოიყენება სუფთა კობალტის მისაღებად.

გამოყოფილია აგრეთვე ოთხბირთვიანი კარბონილიც Co₄(CO)₁₂.

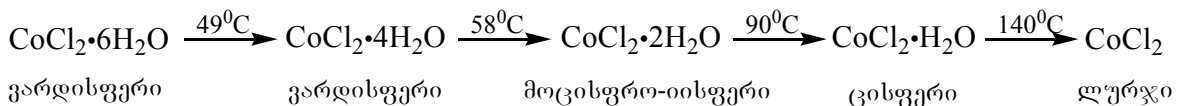
კობალტის ნაერთები (+2) ჟანგითი რიცხვით: CoO (მონაცრისფრო-მწვანე კრისტალები) მიიღება მარტივი ნივთიერებებიდან პირდაპირი ურთიერთქმედებით, აგრეთვე CoCO₃ ან Co(OH)₂-ის თერმული დაშლით. CoO და Co(OH)₂ ამფოტერული ნაერთებია ფუძე ბუნების სიჭარბით. Co(OH)₂ მიიღება ორვალენტიანი მარილების წყალხსნარზე ტუტის ხსნარის მოქმედებით. ტუტის დამატებისას ჯერ ფუძე მარილის ლურჯი ნალექი გამოიყოფა, რომელიც ხსნართან ერთად დუღილისას ვარდისფერ Co(OH)₂-ში გადადის. Co(OH)₂ მდულარე კონც. ტუტეში იხსნება ანიონური კომპლექსის წარმოქმნით:



Co(OH)₂, Fe(OH)₂-ის მსგავსად ჰაერზე იჟანგება, ოღონდ გაცილებით ნელა. ძლიერი მჟანგავების მოქმედებისას კი დაჟანგვა სწრაფად მიმდინარეობს:

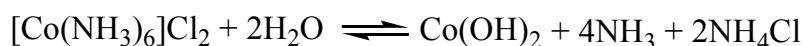


Co²⁺-იონები წყალხსნარში [Co(H₂O)₆]²⁺ აკვაკომპლექსის სახით არის, რომელიც ხსნარს ღია ვარდისფერს აძლევს. ეს ფერი არა მარტო კობალტ(II)-ის მარილთა წყალხსნარების დამახასიათებელია, არამედ კრისტალფილდრატებისთვისაც: Co(NO₃)₂•6H₂O, CoSO₄•6H₂O და ა.შ. გაცხელებით ან წყალწამრთმევი ნივთიერებების მოქმედებით კრისტალფილდრატების ფერი იცვლება, რაც კოორდინირების ხასიათის ცვლილებასთან არის დაკავშირებული. მაგ., განვიხილოთ CoCl₂•6H₂O-ს გარდაქმნა:



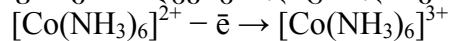
წყლის მოქმედებისას CoCl₂ კვლავ კრისტალფილდრატად გარდაიქმნება და მის დამახასიათებელ ვარდისფერსაც იბრუნებს. გამომდინარე აქედან, CoCl₂ გამოიყენება სინესტის აღმოსაჩენი ინდიკატორის ქაღალდის დასამზადებლად. მშრალ მდგომარეობაში ეს ქაღალდი ლურჯია, ნესტიანი კი – ვარდისფერი.

კობალტის(II)-ის მარილები ადვილად იერთებენ ამიაკის მოლეკულებს კატიონური კომპლექსების წარმოქმნით: [Co(NH₃)₆]²⁺, რომლებიც რკინის ანალოგიურ ნაერთებთან შედარებით მდგრადია, თუმცა წყლით ადვილად იშლებიან:



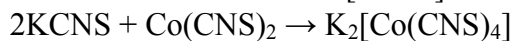
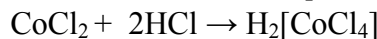
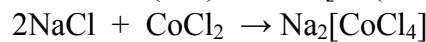
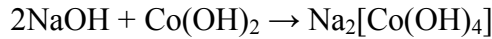
ხსნარში მათი შენარჩუნება NH_3 და NH_4Cl -ის დიდი სიჭარბის პირობებში მიიღწევა.

ამიაკატები ხსნარში ჰაერის უანგბადითაც იუანგებიან და უფრო მდგრად კობალტ(III)-ის დაბალსპინურ კომპლექსებად გარდაიქმნებიან:

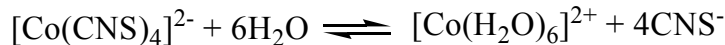


სწორედ კობალტის ამინოკომპლექსებზე აღმოაჩინა 1911 წელს ვერნერმა პირველად ოპტიკური იზომერიის მოვლენა არაორგანულ ნაერთებში. ოქტაედრული კომპლექსების დამახასიათებელი თვისებებიც ძირითადად კობალტ(III)-ის კომპლექსებზე იქნა შესწავლილი.

მიღებულია კობალტ(II)-ის ანიონური კომპლექსებიც: $[\text{CoX}_4]^{2-}$, სადაც $\text{X}=\text{Cl}^-$, Br^- , I^- , CNS^- , OH^- :



ლურჯი როდანოკობალტატ(II)-ის წარმოქმნის აღნიშნული რეაქცია კობალტის(II) განსაზღვრისათვის გამოიყენება. წყლით ძლიერი განზავებისას ლურჯი შეფერვა იცვლება ვარდისფერით აკვაკომპლექსის წარმოქმნის გამო:

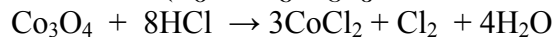


კობალტის(III) ნაერთები: ასეთი მარტივი ნაერთების რიცხვი მცირეა, ისინი არამდგრადებია, აქვთ მუანგავი თვისებები და თვითონ ადვილად აღდგებიან კობალტ(II)-ის ნაერთების წარმოქმნით. შედარებით მდგრად ნაერთებს მიეკუთვნება კობალტ(III)-ის შაბები, თუმცა მდგრადობით ისინი რკინის, ალუმინისა და ქრომის შაბებს ჩამორჩებიან.

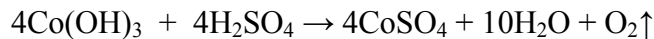
კობალტ(III)-ის უწყლო ოქსიდი Co_2O_3 მიიღება $\text{Co}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ გაუწყლოებით (250°C) ან $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ -ის გავარვარებით (180°C). Co_2O_3 შავი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა, 265°C -ზე გადადის Co_3O_4 -ში, ხოლო 940°C -ზე CoO -ში. Co_2O_3 უანგავს HCl -ს Cl_2 -მდე:



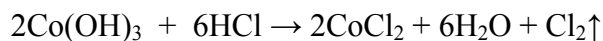
კობალტის ოქსიდებიდან შედარებით მდგრადია Co_3O_4 , რომელიც შერეულ ოქსიდს წარმოადგენს: $\text{Co}^{+2}\text{Co}^{+3}\text{O}_4$ - მას კობალტ(II)-ის ნიტრატის ფრთხილი გაცხელებით ღებულობენ. Co_3O_4 ძლიერი მუანგავია:



$\text{Co}(\text{OH})_3$ კობალტ(III)-ის მარტივ (არაკომპლექსურ) ნაერთებს შორის ერთადერთი მდგრადი ნაერთია. მასზე მუავეების მოქმედებით კობალტ(II)-ის მარილები მიიღება:



ოქსომუავეების შემთხვევაში გამოიყოფა უანგბადი, მარილმუავეს შემთხვევაში კი - ქლორი:

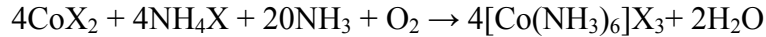


კობალტ(III)-ის ქიმია ძირითადად მისი კომპლექსნაერთების ქიმიაა. მისთვის დამახასიათებელია მრავალრიცხოვანი კატიონური, ანიონური და ნეიტრალური კომპლექსები. თითქმის ყველა მათგანი დიამაგნიტურია, გარდა მაღალსპინური $[\text{CoF}_6]^{3-}$ -სა.

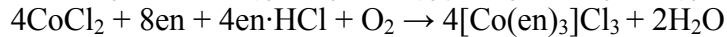
კობალტის კატიონური კომპლექსებიდან განსაკუთრებით მდგრადია $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$, რომელიც მთელ რიგ ანიონებთან წარმოქმნის მარილებს, რომელთა შესაბამისი მარტივი ნაერთები $\text{Co}(\text{III})$ -თვის ცნობილი არ არის.

კობალტ(III)-ს ახასიათებს აზოტთან კოორდინირებისადმი განსაკუთრებული სწრაფვა. მისი კომპლექსების უმრავლესობა აზოტშემცველია – ამიაკის, ამინების, ნიტროჯგუფის, CNS^- , CN^- და ა.შ. სახით.

კობალტ(III)-ის კომპლექსების მიღების ზოგადი მეთოდია Co^{2+} -ის დაჟანგვა ხსნარში უანგბადით ან წყალბადის პეროქსიდით გააქტივებული ნახშირის, როგორც კატალიზატორის და ლიგანდის თანაობისას. მაგ., CoX_2 -ის ($\text{X}=\text{Cl}, \text{Br}, \text{NO}_3$) ხსნარში, რომელიც შეიცავს ამიაკს და ამონიუმის მარილს, აგრეთვე მცირე რაოდენობით გააქტივებულ ნახშირს, რამდენიმე საათის განმავლობაში უანგბადის გატარებისას კარგი გამოსავლით მიიღება ჰექსამინოკობალტატი(III):

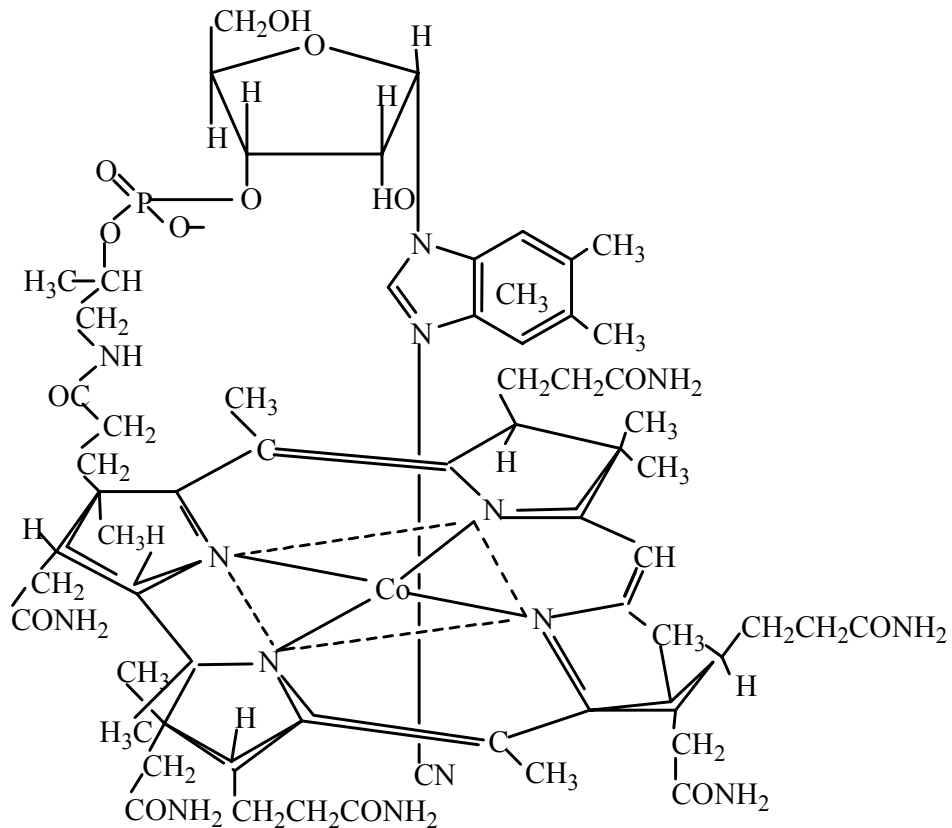


ანალოგიურ პირობებში მიიღება კომპლექსნაერთი ეთილენდიამინთან (en):



მუავა არეში (HCl) ამ რეაქციის ჩატარებისას მიიღება ტრანს-იზომერი – $[\text{Co}(\text{en})_2\text{Cl}_2]\text{Cl}$ (მწვანე), ხოლო ხსნარის აორთქლებისას ($90-100^\circ\text{C}$ -ის პირობებში) მიმდინარეობს იზომერიზაცია წითელი ფერის ცის-ფორმის წარმოქმნით.

გარდა კატიონური და ანიონური კომპლექსებისა, კობალტ(III)-თვის დამახასიათებელია მრავალრიცხოვანი ნეიტრალური კომპლექსები, რომლებიც განიხილება, როგორც კატიონურიდან ანიონურზე გარდამავალი შუალედური პროდუქტები. კობალტ(III)-ის მნიშვნელოვანი კომპლექსია ვიტამინი B_{12} ანუ ციანოკობალამინი, რომელიც სტრუქტურით ლითონთა პორფირინულ კომპლექსებთან არის ახლოს. აღნიშნულ კომპლექსში Co^{3+} -იონი დაკავშირებულია ნაწილობრივ ჰიდრირებულ ოთხ პიროლური ბირთვის აზოტის ატომებთან, ხოლო მეხუთე და მეექვსე ლიგანდის როლს ციანიდ-იონი და ჰეტეროციკლ-ბენზიმიდაზოლის აზოტის ატომი შეადგენს.

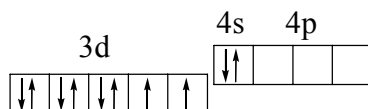


ნახაზი 34. ციანოკობალამინი

მეთექვსმეტე თავი

ნიკელი

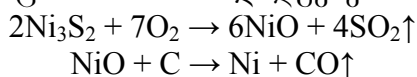
ნიკელი რკინის ტრიადის ერთ-ერთი მნიშვნელოვანი მეტალია. ის აღმოაჩინა შვედმა მეცნიერმა ალექს კრონსტედმა 1751 წელს. ნიკელის სავალენტო ელექტრონებია $3d^84s^2$.



უმაღლესი უანგვითი რიცხვის მქონე ნაერთების მდგრადობის შემცირების ტენდენცია კიდევ უფრო მეტად იჩენს თავს ნიკელის ქიმიკში. ჩვეულებრივ პირობებში ამ მეტალისთვის მხოლოდ (+2) უანგვითი მდგომარეობა არის დამახასიათებელი. მიუხედავად ამისა, ნიკელის ქიმიკა არც ისე მარტივია და ამის მიზეზია მისი ნაერთების დამახასიათებელი სხვადასხვა სტრუქტურების (ოქტაედრი, ტეტრაედრი და სხვ.) რთული ურთიერთგარდაქმნები, აგრეთვე პოლიმერული სტრუქტურების წარმოქმნის უნარი.

ბუნებაში გავრცელება: კობალტის მსგავსად, ნიკელი ბუნებაში დარიშხანთან და გოგირდთან ნაერთების სახით გვხვდება. მისი ყველაზე მეტად გავრცელებული მინერალებია: ნიკელის წითელი ალმადანი $NiAs$, დარიშხან-ნიკელის კრიალა $NiAsS$, გარნიერიტი – რომელიც ცვლადი შედგენილობის სილიკატს წარმოადგენს $Ni_4Si_4O_{10}(OH)_4 \cdot 4H_2O$.

მიღება: ნიკელის სამრეწველო მიღება ძირითადად გარნიერიტიდან წარმოებს და ეფუძნება ნიკელის გოგირდისადმი განსაკუთრებულ სწრაფვას. მადანს აცხელებენ ისეთ ნივთიერებებთან, რომლებიც ადვილად იშორებენ გოგირდს. ამ დროს ნიკელი გადადის Ni_3S_2 -ში, მინარეგების დიდი ნაწილი წარმოქმნის სილიკატებს და გადადის წიდაში. Ni_3S_2 -ის გამოწვევით მიიღება ნიკელის(II) ოქსიდი, რომელსაც ნახშირით აღადგენენ:



სხვა მადნებიდან ნიკელის მიღება დამოკიდებულია მადნის შედგენილობაზე. მაგ.: მაგნიტური ალმადანიდან მიღებისას გოგირდს კი არ ამატებენ, პირიქით, მადნის გამოწვევით მასში გოგირდის შემცველობას ამცირებენ. მიღებული ოქსიდიდან ნიკელს აღადგენენ. მაგრამ რამდენადაც ეს მადანი თითქმის ყოველთვის სპილენძსაც შეიცავს, ამიტომ ამ შემთხვევაში მიიღება არა სუფთა ნიკელი, არამედ ნიკელის სპილენძთან შენადნობი, რომლის შემადგენელი კომპონენტების დაცილებას ელექტროლიზის საშუალებით ახდენენ. ბევრ შემთხვევაში მათ დაცილებას აღდგენამდე აწარმოებენ.

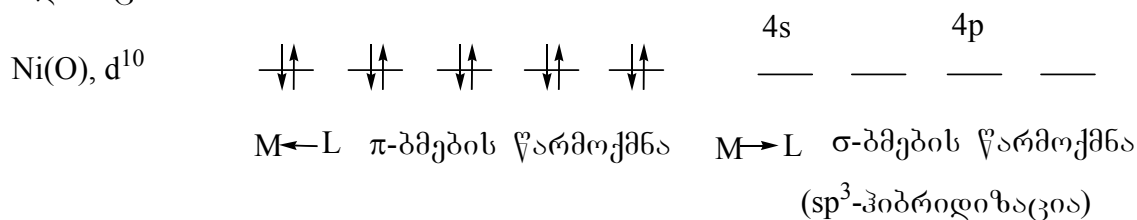
ნიკელის მისაღებად გამოყენებულია აგრეთვე კარბონილური მეთოდი. ნიკელის მიღება მისი კარბონილის $[Ni(CO)_4]$ თერმული დაშლით.

მეტალური ნიკელი მოვერცხლისფროა, ძალიან მაგარია, პარამაგნიტური მეტალია; ხასიათდება მაღალი კოროზიული მედეგობით – მდგრადია ატმოსფეროს, წყლის, ტუტეების და რიგი მჟავების მიმართ. აქტიურად იხსნება აზოტ-მჟავაში. ნიკელის ქიმიური მდგრადობა მის ზედაპირზე წარმოქმნილი ოქსიდური აფსკით არის განპირობებული, რომელსაც ძლიერი დამცავი მოქმედება ახასიათებს.

წარმოებული ნიკელის დიდი ნაწილი ხმარდება რკინასთან, თუთიასთან და სხვა მეტალებთან შენადნობების დამზადებას. ნიკელით აწარმოებენ აგრეთვე სხვა მეტალების დაფარვას. წვრილად დაწილადებული ნიკელი მრავალ ქიმიურ

პროცესებში გამოიყენება კატალიზატორად. სუფთა ნიკელისაგან ლაბორატორიულ ჭურჭელსაც ამზადებენ.

ნიკელის ნაერთები: ისევე, როგორც სხვა d-მეტალები, ნიკელიც წარმოქმნის ნაერთებს ნულოვანი ჟანგვითი რიცხვით. ამ მდგომარეობაში არის ნიკელი კომპლექსნაერთებში σ -დონორულ და π -აქცეპტორულ ლიგანდებთან, როგორებიც არის: CO, PF₃, CN⁻ და სხვა. ამასთან ცენტრალური ატომის d¹⁰ კონფიგურაციას ძლიერი ველის ლიგანდების შემთხვევაში ყველაზე ხშირად ტეტრაედრული სტრუქტურა ახასიათებს. ვალენტური ბმის თეორიის მიხედვით ეს მდგომარეობა შეესაბამება ცენტრალური ატომის სავალენტო ორბიტალების sp³-ჰიბრიდიზაციას:



სქემა 19

ნიკელის კარბონილი Ni(CO)₄ მიიღება 60-80°C-ზე ნიკელის ფხვნილზე ნახშირბადის მონოოქსიდის მოქმედებით. იგი ჩვეულებრივ პირობებში უფერო სითხეა. 180°C-დან იწყებს დაშლას, რაც გამოიყენება სუფთა ნიკელის მისაღებად და მეტალთა დასაფარავად. გარდა ამისა Ni(CO)₄ ორგანულ სინთეზებში კატალიზატორადაც გამოიყენება. ნიკელის კარბონილის მიღების სიმარტივე გამოიყენება ნიკელისა და კობალტის დასაცილებლად. როგორც ცნობილია, კობალტის კარბონილს ღებულობენ გაცილებით მაღალ ტემპერატურასა და წნევაზე. გარდა ამისა, ნიკელის კარბონილი კობალტის კარბონილთან შედარებით უფრო აქროლადია. ყოველივე ეს ნიკელისა და კობალტის ერთმანეთისგან მაღალი ხარისხით დაცილების საშუალებას იძლევა.

VIII ჯგუფის ელემენტებისათვის (ელექტრონული კონფიგურაციით d⁸-d¹⁰) და მათ შორის ნიკელისთვის ცნობილია კომპლექსები, რომლებშიც ლიგანდის როლში გამოდის ჟანგბადის მოლეკულა, მაგ. M(O₂)/P(C₆H₅)₃/2, სადაც M = Ni, Pd, Pt.

ჟანგბადის მოლეკულა π-ტიპის ლიგანდია (მსგავსად CO, CN⁻, N₂, NO). მისი მიერთება კომპლექსწარმოქმნელთან ხორციელდება დონორულ-აქცეპტორული და π-დატიური ურთიერთქმედებით. მონაწილეობენ ჟანგბადის მოლეკულის σ^{მაკ}, π^{მაკ} და π^{მათ} ორბიტალები. ეს ნაერთები ჟანგბადის აქტივაციის გამო უკვე ჩვეულებრივ პირობებში წარმოადგენენ ძლიერ მქანგავებს. კომპლექსში იზრდება O-O ბმის სიგრძე 1,13-1,147 ნმ-მდე, მაშინ როცა თავისუფალ ჟანგბადში 0,121 ნმ-ია. ე.ი. ხდება მისი აქტივაცია და რეაქციისუნარიანობის გაზრდა.

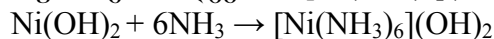
კომპლექსწარმოქმნის ხარჯზე მოლეკულური ჟანგბადის აქტივაციას დიდი ბიოქიმიური მნიშვნელობა აქვს. ამის კლასიკური მაგალითია ჟანგბადის მიერთება ჰემოგლობინთან.

ნიკელის მარტივი ნაერთები ძალიან ჰგავს კობალტის ნაერთებს. კობალტის მსგავსად ნიკელიც წარმოქმნის ოქსიდებს – NiO და Ni₂O₃ და მათ შესაბამის ფუძეებს. მარილების კი მხოლოდ ერთი რიგი არის ცნობილი, რომლებშიც ნიკელის ჟანგვითი რიცხვი (+2)-ია.

ნიკელ(II)-ის ნაერთებისათვის ყველაზე დამახასიათებელია კოორდინაციული რიცხვი 6. NiO-ს NaCl-ის სტრუქტურა აქვს. NiO და Ni(OH)₂ მწვანე ფერის ნაერთებია. NiO-ს ღებულობენ Ni(OH)₂, NiCO₃ და Ni(NO₃)₂-ის დაშლით.

ნიკელ(II)-ის ჰიდროქსიდი მარილთა წყალხსნარებზე ტუტის ხსნარის მოქმედებით მიიღება. გამოიყოფა მწვანე ფერის გელი, რომელიც დაყოვნებისას

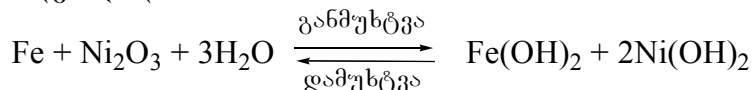
კრისტალდება. Ni(OH)_2 ამფოტერული არ არის. ის ადვილად იხსნება მჟავებში და ამიაკიან წყალში კატიონური კომპლექსის $[\text{Ni(NH}_3)_6](\text{OH})_2$ -ის წარმოქმნით:



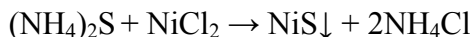
Ni(OH)_2 , რკინისა და კობალტის ჰიდროქსიდებისაგან განსხვავებით ჰაერზე არ იუანგება. ამაში გამოიხატება ნიკელ(II)-ის ნაერთების გაცილებით მაღალი მდგრადობა რკინისა და კობალტის ანალოგიურ ნაერთებთან შედარებით.

Ni(OH)_3 მურა შავი ფერის ნალექია, მიიღება ნიკელ(II)-ის მარილებზე ტუტის მოქმედებით ძლიერი მჟანგავების თანაობისას, ის თვისებებით Co(OH)_3 -ს ჰგავს, მაგრამ გაცილებით ძლიერი მჟანგავია.

ნიკელის ნაერთებიდან პრაქტიკული თვალსაზრისით მნიშვნელოვანია Ni_2O_3 , რომელიც გამოიყენება კადმიუმ-ნიკელის ან რკინა/ნიკელის აკუმულატორების (ედისონის) დასამზადებლად:



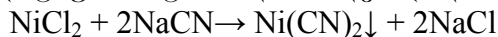
ნიკელის მარილების ხსნარებზე ამონიუმის სულფიდის მოქმედებით მიიღება შავი ფერის ნალექი NiS :



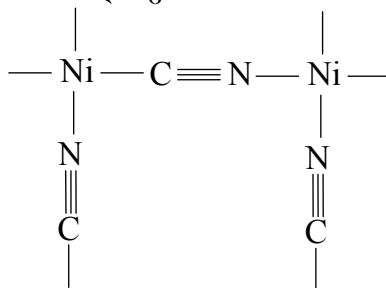
ახლად დალექილი NiS მჟავებში იხსნება, დაყოვნების შემდეგ კი არა, რადგან დაყოვნებისას უხსნად Ni(OH)S -მდე იუანგება.

ცნობილია ნიკელის ოთხივე ჰალოგენიდი. უწყლო მდგომარეობაში ისინი მიიღებიან მეტალის ჰალოგენებთან პირდაპირი ურთიერთქმედებით, გარდა NiF_2 -ისა [ფთორი ნიკელს აპასიურებს], რომელიც მიიღება $(\text{NH}_4)_2\text{NiF}_4$ -ის დაშლით. ნიკელის ყველა ჰალოგენიდი წყალში ხსნადია და წყალხსნარიდან ჰექსაჰიდრატების სახით გამოიყოფა, გარდა NiF_2 -ისა, რომელიც წარმოქმნის $\text{NiF}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. ნიკელის ჰალოგენიდები ნიკელ(II)-ისთვის ნაკლებად დამახასიათებელ ტეტრაედრულ კომპლექსებს წარმოქმნიან: $[\text{NiCl}_4]^{2-}$, $[\text{NiBr}_4]^{2-}$.

ნიკელის მარილების წყალხსნარზე ფუძე ციანიდების მოქმედებით მწვანე ნალექი გამოიყოფა, რომელიც ჭარბ ციანიდში ადვილად იხსნება:

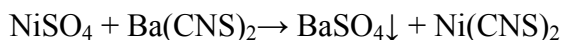


Ni(CN)_2 – ნიკელის დიციანი პოლიმერია:



$[\text{Ni(CN)}_4]^{2-}$ – დიამაგნიტური ბრტყელ-კვადრატული აღნაგობის კომპლექსური იონია. ეს აღნაგობა განაპირობა იმ ძლიერი ველის გავლენამ, რაც CN -იონებს ახასიათებს.

ცნობილია აგრეთვე ნიკელის თიოციანატი, რომელსაც შემდეგი რეაქციით დებულობენ:

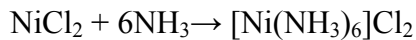


რომელიც ჭარბ თიოციანატთან მოქმედებს და წარმოქმნის კომპლექსურ იონებს $[\text{Ni(CNS)}_4]^{2-}$ და $[\text{Ni(CNS)}_6]^{4-}$, ისინი კრისტალური ფორმით გამოყოფილია ხსნარიდან.

ნიკელის კატიონური კომპლექსებიდან მდგრადია ოქტაედრული ჰექსააკვა- და ჰექსამინო კომპლექსები. აკვაკომპლექსები ღია მწვანე ფერისაა, რომელიც

$[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ იონის ფერია. ნიკელის უწყლო მარილები ჰალოგენიდები (გარდა NiI_2 – რომელიც შავია), NiSO_4 , $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ni}(\text{CN})_2$... ყვითელი ფერისაა. მათი წყალხსნარები კი მწვანეა. ასეთივე ფერი ახასიათებს ნიკელის კრისტალჰიდრატებსაც: $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{NiSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ და ა.შ.

ამინოკომპლექსები ძალიან ადვილად მიიღება მყარი მარილების ამიაკთან ურთიერთქმედებით:



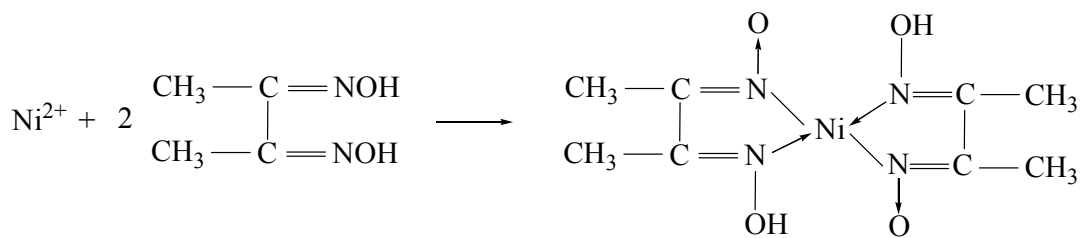
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ – ინტენსიური ღურჯი ფერისაა. გარდა აკვა- და ამიაკატური კომპლექსებისა, ცნობილია აგრეთვე ამ ლიგანდების შემცველი შერეული კომპლექსები: $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_{6-n}(\text{NH}_3)_n]^{2+}$, სადაც $n=1-6$, ეს ცვლილება ფერის ცვლილებაშიც აისახება: ღია მწვანედან ღურჯამდე, რაც დაკავშირებულია გახლეჩვის ენერჯის (Δ) გაზრდასთან, რის გამოც შტანოქმის ზოლების გადანაცვლება ხდება უფრო მოკლე ტალღის სიგრძეებისაკენ.

მიღებულია აგრეთვე ციანიდური კომპლექსი $\text{K}_4[\text{Ni}(\text{CN})_4]$. ეს ნაერთი ძლიერი აღმდგენია:



ნიკელ(II)-ის კომპლექსების უმრავლესობა ოქტაედრულია, მაშინ როცა Pt(II) და Pd(II)-ის კომპლექსების ტიპური ფორმა ბრტყელკვადრატულია. ნიკელ(II)-ის ოქტაედრული კომპლექსები პარამაგნიტურია, ხოლო Pt(II) და Pd(II)-ის ბრტყელკვადრატული კომპლექსები დიამაგნიტურია. ეს განსხვავება გამოიწვია Pt^{+2} და Pd^{+2} (როგორც 6d და 5d ელემენტებში) გახლეჩვის ენერჯიების გაზრდამ ნიკელთან შედარებით, რომელიც IV პერიოდის ელემენტია (3d), გახლეჩვის მაღალი ენერჯის შემთხვევაში ორი ელექტრონი აღმოჩნდება რა მაღალი ენერჯის გამთიშავ (σ_{აბო}) ორბიტალზე, ენერგეტიკულად უფრო ხელსაყრელი ხდება მათი მოშორება და Pt(II) და Pd(II)-ის ჟანგითი რიცხვის გაზრდა (+4)-მდე, რაც დაკავშირებულია ოქტაედრული კომპლექსის ბრტყელკვადრატულად გარდაქმნასთან.

ნიკელს ახასიათებს შიდაკომპლექსური ნაერთების წარმოქმნის უნარიც. ეს ნაერთები გამოირჩევიან განსაკუთრებული დაბალი ხსნადობით, ამიტომ მათ ხშირად იყენებენ ანალიზურ ქიმიაში. ამ კლასის კომპლექსთა ერთ-ერთი მნიშვნელოვანი წარმომადგენელია – ნიკელდიმეთილგლიოქსიმი, რომელიც ნიკელის რაოდენობრივი განსაზღვრისათვის გამოიყენება. ის მკვეთრი წითელი ფერის ნალექია, მისი წარმოქმნის რეაქციის სქემა (ჩუგაევის რეაქცია) ასეთია:



სქემა 20.

მიღებული ნაერთი ამიაკალური, ნეიტრალური ან სუსტი მჟავა (CH_3COOH) ხსნარებიდან ილექება, რადგან თვითონ ფუძე ბუნებისაა ძლიერ და საშუალო სიძლიერის მჟავებთან მარილებს წარმოქმნის.

მეჩვიდმეტე თავი

პლატინის მეტალები

პლატინის ჯგუფის მეტალები აერთიანებს პერიოდული სისტემის VIII ჯგუფის მეორე და მესამე ტრიადის ელემენტებს: რუთენიუმი (Ru), ოსმიუმი (Os), როდიუმი (Rh), ირიდიუმი (Ir), პალადიუმი (Pd) და პლატინა (Pt). მათგან ყველაზე ადრე პლატინა აღმოაჩინეს (იტალიელი მეცნიერი იულიუს სკალიგერი, 1735წ), ხოლო ყველაზე ბოლოს – რუთენიუმი (კარლ კლაუსი, რუსეთი, 1844წ).

ცხრილი 14

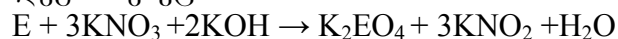
ელემენტი	სავალენტო ელექტრონები
Ru	4d ⁷ 5s ¹
Rh	4d ⁸ 5s ¹
Pd	4d ¹⁰ 5s ⁰
Os	5d ⁶ 6s ²
Ir	5d ⁷ 6s ²
Pt	5d ⁹ 6s ¹

ცხრილი 15. ატომების პირველი და მეორე იონიზაციის პოტენციალების მნიშვნელობები

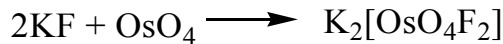
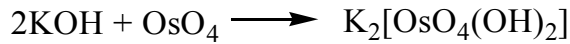
იონიზაციის პოტენციალები, ევ	ელემენტი					
	Ru	Rh	Pd	Os	Ir	Pt
$E \xrightarrow{-e} E^+$	7.37	7.36	8.34	9.1	8.9	
$E^+ \xrightarrow{-e} E^{2+}$	16.8	18.1	19.4	17	17	18.6

ბუნებაში გავრცელება: ბუნებაში გავრცელებული არიან ძირითადად თვითნაბადი სახით და თითქმის ყოველთვის ერთად. ისინი იშვიათი ელემენტებია, მათგან ყველაზე მეტად გავრცელებულია პლატინა, რომელიც დედამიწის ქერქის 10⁻⁶%-ს შეადგენს, მაშინ როცა ყველა დანარჩენი ერთად 10⁻⁷%-ია. ერთი და იგივე მადანი არამარტო პლატინის ჯგუფის ყველა მეტალს შეიცავს ერთად, არამედ სხვა კეთილშობილ მეტალებსაც: სპილენძი, ვერცხლი, ოქრო, ისინი განზნეული არიან დარიშხანისა და ზოგიერთ სხვა ელემენტის სულფიდურ მადნებში.

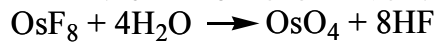
ქიმიური თვისებები: პლატინის მეტალები ძლიერი კომპლექსწარმოქმნელებია. ისინი ერთმანეთს იმდენად გვანან, რომ მათი ერთმანეთისაგან დაცილება მნიშვნელოვან სიძნელეებთან არის დაკავშირებული. მოვერცხლისფრო თეთრი მეტალებია. ნაკლებრეაქციისუნარიანი და მდგრადი ქიმიური რეაგენტების მიმართ. ზოგიერთი მათგანი არა თუ ცალკეულ მჟავაში სამეფო წყალშიც კი არ იხსნება (Os, Ru, Ir). პლატინის ყველა მეტალი შეიძლება ხსნად მდგომარეობაში იქნას გადაყვანილი შემდეგი რეაქციით:



ჯგუფის ნომრის შესაბამისი უმაღლესი ჟანგვითი რიცხვის მქონე ნაერთებს მხოლოდ ოსმიუმი (აღმოაჩინა ინგლისელმა მეცნიერმა ს. ტენანტმა 1804 წელს) და რუთენიუმი წარმოქმნის. OsO₄ ამ მეტალების ოქსიდებს შორის ყველაზე მდგრადი ოქსიდია. ადვილად ღებობადი (41°C) კრისტალებია მკვეთრი სუნით (ქლორის), მომწამლავია. წყალში კარგად იხსნება, ეს ხსნარი ლაკმუსზე მჟავა რეაქციას არ იძლევა, მაგრამ მჟავა ოქსიდის თვისებებს ტუტეებთან და ტუტე მეტალების ფტორიდებთან რეაქციებში ამჟღავნებს:



OsO₄ რბილი მჟანგავია, აღდგება OsO₂-მდე. გამოიყენება კატალიზატორად ორგანულ სინთეზებში. მიღებულია ოსმიუმის ოქტაფთორიდიც პორდაპირი ურთიერთქმედებით 250°C-ზე. ის ძლიერი მჟანგავია, წყლით იშლება.



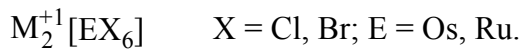
RuO₄-იც მჟავური ბუნების ნივთიერებაა (ღლ.ტ. 25,4°C), აქვს ოზონის სუნი და მომწამლაია. წყალში იხსნება. OsO₄-თან შედარებით არამდგრადია, 108°C-ზე აფეთქებით იშლება:



RuO₄ ძლიერი მჟანგავია, ტუტესთან ურთიერთქმედებს.



Os და Ru +4 ჟანგითი რიცხვით წარმოქმნიან ოქსიდებს, ჰალოგენიდებსა და მრავალრიცხოვან ანიონურ კომპლექსებს ზოგადი ფორმულით:



შესაბამისი ოქსიდები წყალში უხსნადებია, მოქმედებენ ჰალოგენწყალბად-მჟავებთან ანიონური კომპლექსების წარმოქმნით:



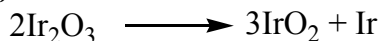
მიღებულია Os და Ru ჰექსაფტორიდებიც RuF₆, OsF₆ ისინი ძლიერ რეაქციისუნარიანი არიან, ადვილად იშლებიან ფთორად და დაბალი რიგის ფთორიდებად.

როდიუმი და ირიდიუმი განსხვავებით განხილული მეტალებისაგან, არ წარმოქმნიან ოქსიდებს და ოქსოანიონებს უმაღლესი ჟანგითი რიცხვებით. როდიუმს, ძირითადად, ახასიათებს +3 ჟანგითი რიცხვი, ხოლო ირიდიუმს +3 და +4. ირიდიუმი გამოირჩევა განსაკუთრებული ქიმიური მდგრადობით, მასზე “სამეფო წყალიც” კი არ მოქმედებს. აგრეთვე ძალიან მაღალი ღვობის ტემპერატურით და სიმბავით.

ირიდიუმის პლატინასთან შენადნობი (90%Pt და 10% Ir) გამოიყენება სხვადასხვა სამეცნიერო აპარატურის ნაწილების დასამზადებლად. ზემოაღნიშნული შენადნობისაგან ამზადებენ მეტრისა და კგ-ის საერთაშორისო ეტალონებს.

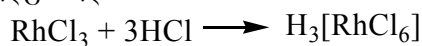
როდიუმისა და ირიდიუმისათვის დამახასიათებელია ოქსიდები E₂O₃ და ჰიდროქსიდები E(OH)₃ შედგენილობით. ჰალოგენიდები EHal₃, მარილები E₂(SO₄)₃, Rh(NO₃)₃. Ir(III)-ის ნაერთები მეტ-ნაკლებად ადვილად იჟანგებიან (+4)-მდე.

Ir(OH)₃ ჰაერზე Ir(OH)₄-მდე იჟანგება. 400°C-მდე გაცხელებისას Ir₂O₃ განიცდის დისპროპორციონირებას.



კატიონური კომპლექსებიდან მათთვის დამახასიათებელია ამინოკომპლექსები [E(NH₃)₆]X₃ სადაც X ყველაზე ხშირად, Cl⁻ და NO₂⁻-ია, და კომპლექსები, სადაც NH₃-ის ჯგუფი ნაწილობრივ სხვა ლიგანდით არის ჩანაცვლებული: [E(NH₃)₅(H₂O)]X₃, [E(NH₃)₅X]X₂ და ა.შ.

დამახასიათებელია ანიონური კომპლექსებიც Me₃[E(CN)₆] და Me₃[E(NO₂)₆]. Co(III)-ისგან განსხვავებით როდიუმის და ირიდიუმის კომპლექსური ჰალოგენიდები გაცილებით მდგრადია.

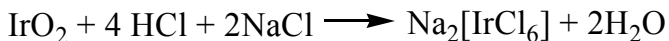


როდიუმჰექსაქლორწყალბადმჟავა

მწვანე ფერის ნატრიუმის ჰექსაქლორიდატი Na₃[IrCl₆] წარმოადგენს გამოსავალ ნივთიერებას ირიდიუმ(III)-ის ნაერთების მისაღებად. როდიუმის

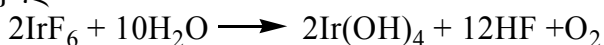
უხსნადი კომპლექსის $[Rh(NH_3)_3Cl_3]$ -ის წარმოქმნა გამოიყენება როდიუმის პლატინის სხვა მეტალებისაგან დასაცილებლად. ამ ნაერთის წყალბადის ნაკადში გაცხელებისას მეტალური როდიუმი მიიღება.

ირიდიუმისათვის მისი ატომის +4 ჟანგითი რიცხვით დამახასიათებელია დიოქსიდი IrO_2 , ჰიდროქსიდი $Ir(OH)_4$, ჰალოგენიდები – $IrHal_4$, რომლებიც წყლით სრულად ჰიდროლიზდებიან. $Ir(IV)$ -ისთვის დამახასიათებელია კომპლექსური ქლორიდები $Me_2[IrCl_6]$:

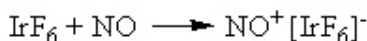
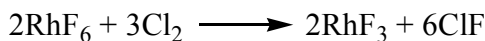


$Na_2[IrCl_6]$ წყალში კარგად იხსნება, ხოლო კალიუმის ქვეჯგუფისა და ამონიუმის მარილები ცუდად. $(NH_4)_2[IrCl_6]$ -ის მცირედ ხსნადობა გამოიყენებულია ირიდიუმის დანარჩენი პლატინის მეტალებისაგან დასაცილებლად. ამ ნაერთის წყალბადის ატმოსფეროში გავარვარებისას მიიღება სუფთა ირიდიუმი.

როდიუმი და ირიდიუმი ფტორის ატმოსფეროში წვისას ჰექსაფტორიდებს წარმოქმნიან, რომლებიც არამდგრადები და ძლიერ მჟანგავები არიან, ენერგიულად შლიან წყალს:

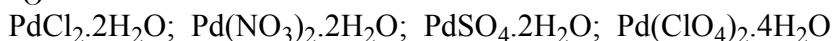


უწყლო არეში როდიუმი და ირიდიუმი ჟანგავენ თავისუფალ ქლორსა და NO-ს.

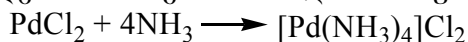


პლატინა და პალადიუმი მათი ნაერთების უმრავლესობაში (+2) და (+4) ჟანგით რიცხვს ავლენენ. ორივე მდგომარეობაში კომპლექსწარმოქმნის მაღალი უნარით ხასიათდებიან – განსაკუთრებით პლატინა. ქიმიური თვალსაზრისით, პალადიუმი პლატინის ჯგუფის მეტალებს შორის ყველაზე განსხვავებულია. ის გამოირჩევა მნიშვნელოვნად მაღალი ქიმიური აქტიურობით, წითლად ვარვარების პირობებში უერთდება ჟანგბადს და წარმოქმნის PdO -ს, იხსნება აზოტმჟავაში, ცხელ კონც. გოგირდმჟავასა და სამეფო წყალში.

$Pd(II)$ -ის და $Pt(II)$ -ის ოქსიდები და ჰიდროქსიდები შავი ფერის წყალში უხსნადი ნივთიერებებია, PtO მჟავებშიც არ იხსნება. $Pd(II)$ -თვის დამახასიათებელია ტეტრააკვაიონი $[Pd(H_2O)_4]^{2+}$ – მურა წითელი ფერის რამდენიმე კრისტალჰიდრატი:



$Pd(II)$ -ის აკვაკომპლექსები და ოქსომჟავების მარილები არამდგრადია. $Pd(II)$ -ისა და $Pt(II)$ -ის კატიონური კომპლექსებიდან განსაკუთრებული მდგრადობით გამოირჩევა ამიაკატური კომპლექსები $[Pd(NH_3)_4]^{2+}$, $[Pt(NH_3)_4]^{2+}$, ისინი ადვილად მიიღება პალადიუმის მარილების ამიაკთან პირდაპირი ურთიერთქმედებით:



ანიონური კომპლექსებიდან ყველაზე მდგრადია ციანიდური კომპლექსები $[Pt(CN)_4]^{2-}$, $[Pd(CN)_4]^{2-}$ -იონებით.

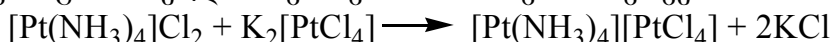
ნიკელისაგან განსხვავებით $Pd(II)$ -ის და $Pt(II)$ -ის კომპლექსური ჰალოგენიდები გაცილებით მდგრადია.

Cl^- , Br^- , I^- ამ მიმართულებით კომპლექსთა მდგრადობის გაზრდა დაკავშირებულია მეტალსა და ჰალოგენს შორის ბმის განმტკიცებასთან π -დატიური ურთიერთქმედების გაძლიერების გამო, რაც ჰალოგენ-იონების d-ორბიტალების ზომების ზრდით არის გამოწვეული. $K_2[PtCl_4]$ და $Na_2[PtCl_4]$ პლატინის სხვადასხვა ნაერთების მისაღებად გამოსავალ ნაერთებს წარმოადგენენ.

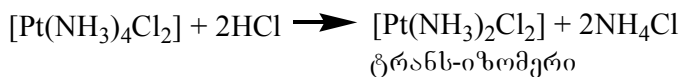
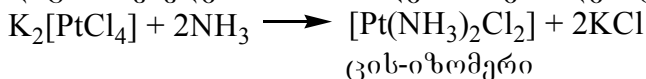
ცხრილი 16. კომპლექსური იონების მდგრადობის კონსტანტები

კომპლექსური იონები	მდგრადობის კონსტანტები
$[\text{PdCl}_4]^{2-}$	15.5
$[\text{PdBr}_4]^{2-}$	13.1
$[\text{PdI}_4]^{2-}$	25.0
$[\text{PtCl}_4]_2^-$	16.0
$[\text{PtBr}_4]^{2-}$	20.5
$[\text{PtI}_4]_2^-$	30.0

ცნობილია, აგრეთვე კომპლექსები, რომლებშიც Pt(II) და Pd(II) ერთდროულად შედიან კატიონის და ანიონის შედგენილობაში. ეს ნაერთები ადვილად მიიღება გამოსავალი ნაერთების ხსნარების შერევით:



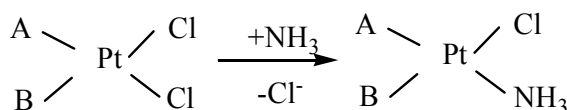
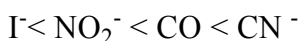
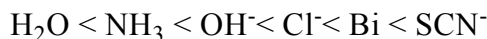
კატიონურ და ანიონურ კომპლექსებთან ერთად Pd(II) და Pt(II)-სათვის დამახასიათებელია საკმაოდ მრავალფეროვანი ნეიტრალური კომპლექსებიც. $[\text{E}(\text{NH}_3)_2\text{X}_2]$ ($\text{X}=\text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{NO}_2^-$) ამ ტიპის ნაერთებისათვის დამახასიათებელია ცის-ტრანს იზომერია. მაგ., $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ შეესაბამება ორი სრულიად განსხვავებული თვისებების ნაერთი ნარინჯისფერი ცის-იზომერი და ყვითელი ტრანს-იზომერი. ცის-იზომერს ტრანს-იზომერისაგან განსხვავებით მკვეთრად გამოხატული ავთვისებიანი სიმსივნის საწინააღმდეგო ფიზიოლოგიური აქტიურობა ახასიათებს. არსებითად განსხვავდება მათი მიღების მეთოდებიც.



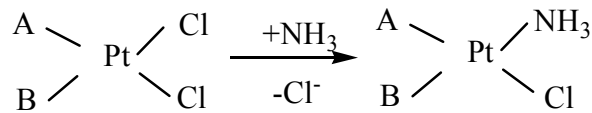
ცის-ფორმა პოლარულია, $\mu > 0$, ტრანს-ფორმა კი არაპოლარული $\mu = 0$.

ცის- და ტრანს-ფორმები ქმნიან წონასწორულ სისტემას, რომლის დიპოლური მომენტის მნიშვნელობაც აჩვენებს ამ სისტემაში ტრანს იზომერის სიჭარბეს, რაც ენტროპიული ფაქტორით უნდა იყოს განპირობებული. (ტრანს-იზომერის შემთხვევაში გამსხნელის არასოლვატირებული მოლეკულების რიცხვი იქნება უფრო დიდი).

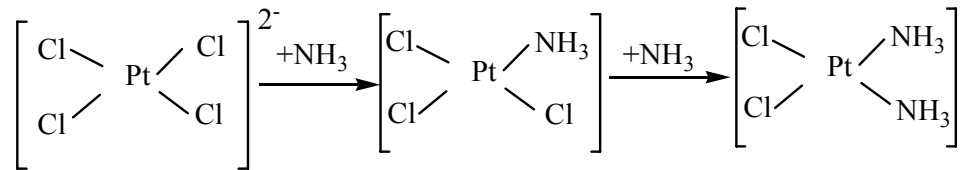
აღნიშნული კომპლექსების შესწავლისას ჩერნიაევი მივიდა დასკვნამდე, რომ ტრანს-მდგომარეობაში მყოფი ლიგანდების რეაქციისუნარიანობა ხშირ შემთხვევაში იზრდება და ამავე დროს სხვადასხვა ლიგანდის ტრანს-გაველენა სხვადასხვაა. ჩერნიაევა ჩამოაყალიბა ტრანს-გაველენის პრინციპი, რომლის მიხედვითაც, ზოგიერთი ლიგანდი ზრდის მასთან ტრანს-მდგომარეობაში მყოფი ლიგანდის ჩანაცვლების უნარს. ექსპერიმენტით დადგენილია Pt(II)-ის ნაერთებისათვის ლიგანდთა ტრანს-გაველენის ზრდის ასეთი თანმიმდევრობა:



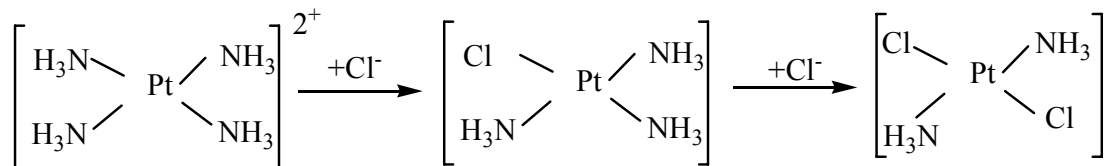
A-ს ტრანს-გაველენა აღემატება B-ს ტრანს გაველენას. თუ რეაქცია წავა ასეთი მიმართულებით:



მაშინ B-ს აქვს უფრო ძლიერი ტრანს გავლენა:



რამდენადაც Cl⁻-იონის ტრანს-გავლენა NH₃-ზე მაღალია, მეორე საფეხურზე ლიგანდის ჩანაცვლება მოხდება Cl⁻-იონის მიმართ ტრანს-მდგომარეობაში, ამიტომ [PtCl₄]²⁻-ისგან მხოლოდ ცის-იზომერი მიიღება, ხოლო [Pt(NH₃)₄]²⁺-ისგან კი ტრანს-იზომერი.

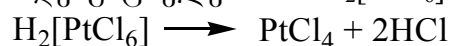


უანგვითი რიცხვი +4 ძირითადად პლატინისათვის არის დამახასიათებელი. Pd(IV)-ის ნაწარმები მცირერიცხოვანი და თანაც არამდგრადი ნაერთებია, ისინი ძლიერი მუხანგავებია. ცნობილია PtO₂, ჰიდროქსიდი Pt(OH)₄, PtS₂ და მრავალრიცხოვანი კატიონური, ანიონური და ნეიტრალური კომპლექსები, რომელშიც Pt-ის კოორდინაციული რიცხვი 6-ის ტოლია და კონფიგურაცია ოქტაედრული.

Pt(IV)-ის ბინარული ნაერთები პირდაპირ ურთიერთქმედებით მიიღება პლატინის წითელი ვარვარების ტემპერატურაზე. მათი მიღება შეიძლება აგრეთვე შესაბამისი კომპლექსური ნაერთების დაშლითაც.

პლატინის სამეფო წყალში გახსნისას მიიღება H₂[PtCl₆] ჰექსაქლორ-პლატინის მუავა, რომელიც ხსნარის აორთქლებისას მურა წითელი ფერის კრისტალჰიდრატის სახით გამოიყოფა: H₂[PtCl₆]·3H₂O. ამ მუავის K-ის მარილი კალიუმის მარილებს შორის ყველაზე მცირედ ხსნადია; გამოიყენება ანალიზურ ქიმიაში.

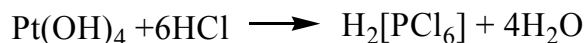
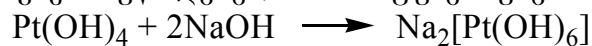
ქლორის ნაკადში 360°C მდე გაცხელებისას H₂[PtCl₆] იშლება:



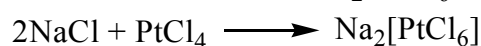
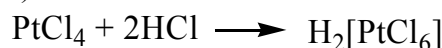
H₂[PtCl₆]-ის ხსნარზე ტუტის ხსნარის დამატებისას გამოიყოფა Pt(OH)₄-ის მურა ნალექი:



Pt(OH)₄ პლატინის მუავას უწოდებენ, მასში ფუძე ბუნებას მუავური ჭარბობს:

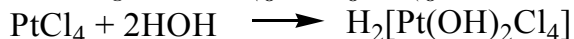


ტეტრაჰალოგენიდებისთვის ძალიან დამახასიათებელია ჰალოგენწყალბადებთან და ფუძე ჰალოგენიდებთან რეაქცია ანიონური კომპლექსების წარმოქმნით ([Pt(Hal)₆], სადაც Hal = Cl, Br, I):



[Pt(Hal)₆]²⁻-იონები ძალიან მდგრადია ([PtF₆]²⁻-ის გარდა), AgNO₃ მოქმედებით გამოიყოფა არა AgCl, არამედ Ag₂[PtCl₆]-ის მურა ნალექი. [Na₂PtCl₆] წყალში კარგად იხსნება, მაშინ როცა კალიუმის ქვეჯგუფის და ამონიუმის მარილები წყალში ცუდად იხსნებიან და წყალხსნარიდან გამოიყოფიან ყვითელი კრისტალების სახით. [PtX₆]²⁻-ის გარდა, (სადაც X=Cl⁻, Br⁻, I⁻, CN⁻, CNS⁻, OH⁻) ცნობილია

აგრეთვე სხვადასხვა ლიგანდების შემცველი მრავალრიცხოვანი ანიონური კომპლექსები. ერთ-ერთი მათგანის მიღება შეიძლება $PtCl_4$ -ის ჰიდროლიზით:



პალადიუმი და პლატინა სხვა 5d-ელემენტების მსგავსად წარმოქმნიან ჰექსაფთორიდებს PtF_6 და PdF_6 . ისინი არამდგრადები და ძლიერი მუხანგავები არიან. PtF_6 ყველაზე ძლიერი მაფტორირებელი ნაერთია. ენერგიულად მოქმედებს მეტალურ ურანთან UF_6 -ის წარმოქმნით, შლის წყალს ჟანგბადის გამოყოფით, მოქმედებს მინასთან, ჟანგავს მოლეკულურ ჟანგბადს $O_2^+[PtF_6]$ -ის წარმოქმნით.

მიუხედავად სიძვირისა და ძნელად მისაწვდომობისა, ამ ელემენტების გამოყენების სფერო ყოველწლიურად უფრო და უფრო მრავალფეროვანი და მზარდი ხდება. პლატინა გამოიყენება სხვადასხვა აპარატებში კოროზიამდევი დეტალების დასამზადებლად. მთელ რიგ ელექტროქიმიურ საწარმოებში გამოიყენება პლატინის ანოდი (პეროქსოდიოგირდმჟავას, პერქლორატების, პერბორატების წარმოება). პლატინა – როგორც კატალიზატორი (ახოტმჟავას და გოგირდ-მჟავას წარმოება). პლატინა-რენიუმის კატალიზატორი გამოიყენება მაღალმოქტანური რიცხვის მქონე ბენზინებისა და სინთეზური კაუჩუკების მისაღებად საჭირო მონომერების წარმოებაში. პლატინა გამოიყენება წყალბადის ელექტროდის და სხვადასხვა სამკაულების (მაგ., ძვირფასი თვლების «ჩარჩოს») დასამზადებლად.

პალადიუმი გამოიყენება სპეციალური ლაბორატორიული ჭურჭლის დასამზადებლად, აგრეთვე იმ აპარატების დეტალების დასამზადებლად, რომელიც გამოიყენება წყალბადის იზოტოპების დასაცილებლად. მისი ვერცხლთან შენადნობი გამოიყენება საკონტაქტო ნაწილების დასამზადებლად. თერმოწყვილებში გამოიყენება Pd-ის შენადნობი ოქროსთან, პლატინასთან, როდიუმთან. ის არის მთელი რიგი ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციების კატალიზატორი. პალადიუმის კატალიზატორი გამოიყენება წყალბადისაგან ჟანგბადის მინარევების მოსაცილებლად.

განსაკუთრებით აღსანიშნავია პალადიუმის უნარი, გახსნას უზარმაზარი რაოდენობით წყალბადი. (მეტალის 1 მოც. 900 მოც. H_2). ამ დროს პალადიუმი მეტალის სახეს ინარჩუნებს, მაგრამ მოცულობაში ძალიან იზრდება. შთანთქმული წყალბადი დაახლოებით ატომურ მდგომარეობაშია, ამიტომ ძალიან აქტიურია. წყალბადით გაჯერებული პალადიუმი ქლორს, ბრომს და იოდს პალოგენწყალბადებად გარდაქმნის. აღადგენს რკინა(III)-ის მარილებს რკინა(II)-მდე, გოგირდის დიოქსიდს გოგირდწყალბადამდე.

პალადიუმის ვერცხლთან შენადნობი სამკაულების დასამზადებლად გამოიყენება. მისი ვერცხლთან შენადნობი (17%-დან 30%-მდე პალადიუმი) ჰაერზე H_2S -ის მოქმედებით არ შავდება.

მეთურამეტე თავი

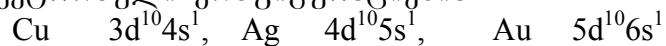
პერიოდული სისტემის I ჯგუფის d-მეტალები

ზოგადი შედარებითი დახასიათება: სპილენძი, ვერცხლი და ოქრო იმ შვიდ მეტალთა რიცხვს მიეკუთვნება, რომლებიც ისტორიამდელ მეტალებად იწოდებიან. ესენია: ოქრო, ვერცხლი, სპილენძი, რკინა, კალა, ტყვია და ვერცხლისწყალი. ეს მეტალები უხსოვარი დროიდან არის ადამიანისთვის ცნობილი. მათგან განსაკუთრებით მნიშვნელოვანია Cu, Ag და Au, რომელთაც დიდი როლი მიუძღვით ზოგადსაკაცობრიო კულტურის ჩამოყალიბებაში. ამაზე ისიც მეტყველებს, რომ კაცობრიობის განვითარების საკმაოდ მნიშვნელოვან პერიოდს სპილენძის ხანა წარმოადგენდა, რომელიც ბრინჯაოს ხანამ შეცვალა.

დაახლოებით 5000 წლის წინ შეიქმნა ხეოპსის პირამიდა, რომლის მასალაც – 3200000 ქვის ლოდი, სპილენძის იარაღებით იქნა მოპოვებული და გათლილი. ამ მეტალების ბუნებაში გავრცელების ფორმებმა და მადნებიდან მიღების სიადვილემ ადამიანებს საშუალება მისცა მათი გამოყენება მაშინ დაეწყო, როცა მეცნიერება ჯერ კიდევ არ არსებობდა.

Cu, Ag და Au – IB ჯგუფის d-მეტალებია. მათ ატომებში ბოლოსწინა (n-1)d ორბიტალზე უნდა იყოს 9 ელექტრონი (d^9), მაგრამ d^{10} -კონფიგურაციის მდგრადობის გამო ენერგეტიკულად უფრო ხელსაყრელია ერთ-ერთი s-ელექტრონის (n-1)d ორბიტალზე გადასვლა. აქედან გამომდინარე, გარე შრეში მათ თითო s-ელექტრონი აქვთ ტუტე მეტალების მსგავსად, მაგრამ მათგან განსხვავებით ბოლოსწინა შრე 18-ელექტრონიანი აქვთ (ტუტე მეტალებს კი, ინერტული აირების მსგავსად, 8-ელექტრონიანი).

როგორც ცნობილია, d-ელემენტები ხასიათდება (n-1)d, ns და np-ორბიტალების ენერგეტიკული სიახლოვით. აქედან გამომდინარე, მათი სავალენტო ორბიტალების ელექტრონული კონფიგურაცია



აქედან გამომდინარე, ისინი ცვალებადვალენტიანი მეტალებია.

IB ჯგუფის ელემენტების იონიზაციის პირველი ენერგიები ტუტე მეტალებთან შედარებით მაღალია:

$$\text{Cu} = 7,73 \text{ ევ}, \text{ Ag} = 5,3 \text{ ევ}, \text{ Au} = 9,3 \text{ ევ}.$$

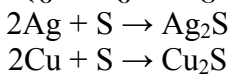
ეს შეიძლება აიხსნას გარე ელექტრონების ბირთვისაკენ ეფექტური შეღწევით, კერძოდ, ns-ელექტრონების (n-1)d¹⁰ ეკრანის ქვეშ მოხვედრით, რაც s-ელექტრონების ბირთვთან კავშირს აძლიერებს და შესაბამისად ზრდის იონიზაციის ენერგიას. Ag-ში, როგორც ვხედავთ, იონიზაციის პირველი ენერგია შედარებით დაბალია, რაც მთავარი კვანტური რიცხვის ზრდით უნდა იყოს გამოწვეული. ხოლო ოქროს შემთხვევაში იონიზაციის ენერგიის შესამჩნევი ზრდა განპირობებულია ns-ელექტრონის ორმაგი ეკრანის 5d¹⁰ და 4f¹⁴-ის ქვეშ მოხვედრით. ამასთან აღსანიშნავია, რომ იონიზაციის მეორე ენერგიები ტუტე მეტალებთან შედარებით დაბალია, რაც ტუტე მეტალებში ინერტული აირების მსგავსი დასრულებული ბოლოსწინა ორბიტალებით არის განპირობებული. შედარებით მაღალი იონიზაციის მეორე ენერგია აქვს ვერცხლს, რაც 4d¹⁰ კონფიგურაციის განსაკუთრებული მდგრადობით აიხსნება. ამაზე ისიც მეტყველებს, რომ ეს კონფიგურაცია უკვე ვერცხლის წინა d-ელემენტ Pd-ში მიიღწევა ორი ელექტრონის ჩაყარდნის ხარჯზე. სწორედ ამიტომ ვერცხლი ნაერთებში ძირითადად ერთვალენტიანია. სპილენძს და ოქროს კი (+1) უანგვიით რიცხვი ნაკლებად ახასიათებს. სპილენძი ნაერთებში ძირითადად (+2) უანგვიით რიცხვით არის წარმოდგენილი, ოქრო კი (+3)-ით. ატომური ნომრის ზრდასთან

ერთად (ისევე, როგორც სხვა d-მეტალებში) იზრდება ამ ელემენტების ნაერთების მდგრადობა მაღალი ჟანგვითი რიცხვით.

საერთოდ, d-მეტალები და მათ შორის Cu, Ag, Au ატომებს შორის კავშირის სიძლიერის გამო (d-ელექტრონების მონაწილეობა) ხასიათდებიან მაღალი სიმკვრივით, ასევე მაღალი ღებობისა და დუდილის ტემპერატურით (შედარებით s- და p-ელემენტებთან). ელექტრონისადმი სწრაფვა ამ ქვეჯგუფის ელემენტებს საკმაოდ მაღალი აქვს. რაც განაპირობებს Cu-ის ქვეჯგუფის ელემენტების კოვალენტური ბმების წარმოქმნისადმი სწრაფვას.

Cu, Ag და Au ამავე დროს VIII ჯგუფის d-მეტალების (Ni, Pd, Pt) მომდევნო ელემენტებია, ამიტომ რიგი თვისებებით ისინი ამ მეტალებთანაც არიან ახლოს და იწევენ კეთილშობილ მეტალთა თვისებებს. მათი კატიონები ადვილად აღდგება, ისინი ვერ შლიან წყალს, მათი ჰიდროქსიდები სუსტი ფუძეებია, ამფოტერულიც კი. სპილენძის ქვეჯგუფის ყველა მეტალი კარგი კომპლექსწარმოქმნელია, ისინი წარმოქმნიან როგორც კატიონურ, ისე ანიონურ კომპლექსებს, ამასთან, როგორც საერთოდ d-მეტალებისთვის არის დამახასიათებელი, ჟანგვითი რიცხვის ზრდასთან ერთად იზრდება ანიონური კომპლექსების წარმოქმნის უნარი.

Cu-ის, Ag-ის და Au-ის ქიმიური აქტივობა დაბალია და ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად კლებულობს. ეს მეტალები შედარებით ადვილად შედის რეაქციაში ჰალოგენებთან (Cu – ჩვეულებრივ პირობებში, Ag და Au – გაცხელებით), ჟანგბადს უშუალოდ მხოლოდ სპილენძი უერთდება, წითელი ვარვარების ტემპერატურაზე მიიღება CuO, უფრო მაღალ ტემპერატურაზე – Cu₂O (ΔG₂₉₈ Cu₂O – 129 კჯ/მოლი, ΔG₂₉₈ Ag₂O – 11 კჯ/მოლი). Ag₂O არამდგრადია, ადვილად იშლება კიდევ, კიდევ უფრო არამდგრადია Au₂O. აღსანიშნავია, რომ ეს ელემენტები, ჟანგბადთან შედარებით, გაცილებით მეტ სწრაფვას გოგირდისადმი ავლენენ. ვერცხლი და სპილენძი გოგირდს უშუალოდ უერთდება, ვერცხლი – ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე, სპილენძი კი – გაცხელებისას:

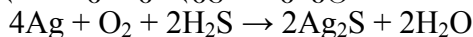


სპილენძის საგნებს ჰაერზე ხანგრძლივი მოხმარებისას (განსაკუთრებით მაღალ ტემპერატურაზე), მონაცრისფრო-მწვანე ფერის ლაქები უჩნდება, რასაც შემდეგი რეაქცია განაპირობებს:

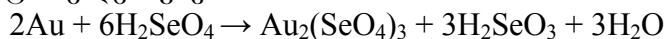


აღნიშნული ფერი სპილენძის ფუძე-კარბონატის დამახასიათებელი ფერია.

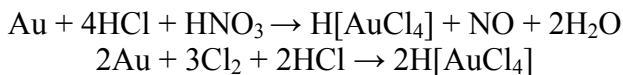
ვერცხლის საგნები ჰაერზე შავდება, რაც ჰაერში H₂S-ის შემცველობით და მისი მონაწილეობით მიმდინარე შემდეგი რეაქციით არის გამოწვეული:



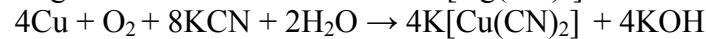
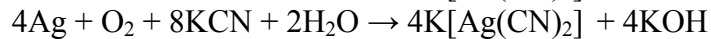
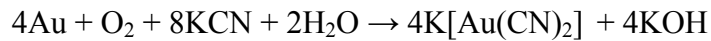
ეს მეტალები მათი სტანდარტული ელექტროდული პოტენციალების მნიშვნელობიდან გამომდინარე, მეტალთა ძაბვის მწკრივში წყალბადის შემდეგ არიან მოთავსებული, ამიტომ ისინი იმ მუხავებთან, რომლებიც მეტალებს H⁺-იონებით ჟანგავს, არ მოქმედებს. ხოლო ისეთ მუხავებთან, რომელთა ანიონებიც მუხანგავია, სპილენძი და ვერცხლი რეაქციაში შედის, მაგალითად, კონც. H₂SO₄-თან და აზოტმუხავასთან, როგორც კონცენტრირებულთან, ისე განზავებულთან. ოქრო იხსნება ცხელ კონც. სელენმუხავაში:



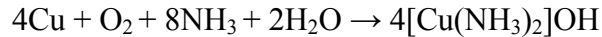
ოქრო კარგად იხსნება სამეფო წყალში და Cl₂-ით გაჯერებულ HCl-ში, ორივე აღნიშნულ შემთხვევაში რეაქციის საბოლოო პროდუქტია ანიონური კომპლექსი H[AuCl₄].



ტუტესთან მუხნგავეების გამორიცხვის პირობებში Cu, Ag, Au რეაქციაში არ შედის, მაგრამ ყველა მათგანი იხსნება ფუძე ციანიდების წყალხსნარში ჟანგბადის თანაობისას:



სპილენძი ამიაკის წყალხსნარშიც იხსნება ჟანგბადის თანაობისას:



გავრცელება ბუნებაში: სამივე მეტალი ბუნებაში თვითნაბადი სახით არის გავრცელებული, განსაკუთრებით – ოქრო. სპილენძის ბუნებრივი ნაერთებიდან აღსანიშნავია Cu_2S – სპილენძის კრიალა, CuFeS_2 – სპილენძის კოლჩედანი, Cu_2O – კუპრიტი, $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ – მალაქიტი და ა.შ.

ვერცხლი დამოუკიდებელ საბადოებს იშვიათად ქმნის, ბუნებრივ ნაერთებს შორის აღსანიშნავია Ag_2S – ვერცხლის კრიალა. ეს ნაერთი ბუნებაში სპილენძის, ტყვიის, დარიშხანის და ანთიმონის სულფიდებთან ერთად გვხვდება. გავრცელებულია აგრეთვე Ag_3SbS_3 , Ag_3AsS_3 , ჰალოგენიდები: AgCl , AgBr და იშვიათად AgI .

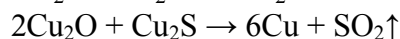
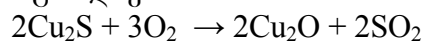
ოქრო ბუნებაში ძირითადად თავისუფალი სახით გვხვდება. იშვიათად ტელურთან ნაერთის სახით – Au_2Te , AuAgTe_4 . თვითნაბადი ოქრო საქართველოშიც მოიპოვება.

18.1. სპილენძი

მიღება: როგორც ცნობილია, სპილენძს ადამიანები უხსოვარი დროიდან იყენებდნენ, რასაც ხელს უწყობდა ცივ მდგომარეობაში ჭედვის უნარი და მადნებიდან გამოდნობის შედარებითი სიმარტივე.

სპილენძისაგან ადამიანებმა ბრინჯაოს დამზადება დაიწყეს, როგორც ჩანს, ეს თავიდან შემთხვევით მოხდა. ბრინჯაოს დიდი სიმკვრივე და სიმაგრე, აგრეთვე ადვილად ღებობის უნარი ხელს უწყობდა მრავალ საწარმოო სფეროში სპილენძის ბრინჯაოთი გამოდევნას. სპილენძისა და ბრინჯაოს წარმოება ბერძნებისაგან რომაელებმა ისწავლეს. ისინი სპილენძს დაპყრობილი ქვეყნებიდან მიტაცებული მადნებიდან აწარმოებდნენ. დამუშავება ხდებოდა კრეტაზე და კვიპროსზე. სწორედ ამ კუნძულების სახელწოდებიდან წარმოდგება სპილენძის ლათინური სახელწოდება „კუპრუმ“.

ამჟამად სპილენძის მიღების სამრეწველო მეთოდი შემდეგი საფეხურების გავლით მიმდინარეობს: ჯერ მადანს ამდიდრებენ (ფლოტაციური გზით). გამდიდრებულ მადანს გამოწვავენ. სულფიდური მინარევეების უდიდესი ნაწილი გამოწვისას ოქსიდებში გადადის. სპილენძის სულფიდური მადნის ძირითადი მინარევი FeS_2 -ია. გამოწვისას ის Fe_2O_3 -სა და SO_2 -ს წარმოქმნის. ეს უკანასკნელი გოგირდმჟავას წარმოებაში გამოიყენება. მინარევეებისგან წარმოქმნილი დარიშხანისა და სურმის ოქსიდები აქროლადია. რკინის, თუთიისა და სხვა არააქროლადი ოქსიდების მოსაშორებლად კი გამოდნობის პროცესში კოქსს და ფლუსს უმატებენ. მიმდინარე რეაქციების შედეგად ბევრი მეტალის ოქსიდი სილიკატების სახით წიდაში გადადის. წარმოქმნილი Cu_2S დარჩენილ FeS -თან ნაერთს – $\text{Cu}_2\text{S} \cdot \text{FeS}$, ე.წ. „კუპფერშტეინს“ წარმოქმნის. თხევად შტეინს ათავსებენ კონვერტორში და ჰაერის ჟანგბადით გარდაქმნიან.



ამ პროცესის შედეგად მიიღება დაახლოებით 93-98% Cu-ის შემცველი შავი ანუ ნედლი სპილენძი, რომლის რაფინირებით (ძირითადად სველი მეთოდით –

ელექტროლიზით) დებულობენ სუფთა სპილენძს. სპილენძის მინარევები ორ ჯგუფად შეიძლება დაიყოს:

1. Fe, Zn, Ni, Co, რომელთა ელექტროდური პოტენციალების უარყოფითი მნიშვნელობა სპილენძზე მაღალია, ამიტომ ისინი სპილენძთან ერთად ხსნარში გადადიან, მაგრამ სპილენძისაგან განსხვავებით, კათოდზე არ აღდგებიან, ელექტროლიტის ხსნარში რჩებიან.
2. Ag, Au ანოდურ გახსნას არ განიცდიან და ანოდურ შლამს წარმოქმნიან. ვერცხლს შეიცავს სპილენძისა და ტყვიის თითქმის ყველა მადანი. წარმოებული ვერცხლის 80% სწორედ ამ მადნებიდან არის მიღებული. ოქროსაგან განსხვავებით, ვერცხლი ძლიერ მუანგავ მუავებში იხსნება და სწორედ ამით ხდება მათი ერთმანეთისაგან დაშორება.

გარდა პირომეტალურგისა, სპილენძის მისაღებად ჰიდრომეტალურგიაც გამოიყენება. ამ შემთხვევაში სპილენძის ბუნებრივი ნაერთები ხსნარში გადაჰყავთ H_2SO_4 -ის ხსნარით, ხოლო მიღებული მარილებიდან Cu-ს რკინით ჩაანაცვლებენ ან ელექტროლიზით გამოყოფენ.

სპილენძის ფართოდ გამოყენებული შენადნობებია:

ბრონზე – 90% Cu, 10% Sn.

მელქიორი – 68% Cu, 30% Ni, 1% Mn, 1% Fe.

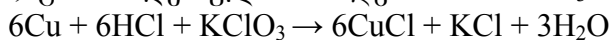
თითბერი – 60% Cu, 40% Zn.

ბრინჯაოს თავიდან სპილენძის კალასთან შენადნობს უწოდებდნენ, მაგრამ კალა საკმაოდ ძვირი მეტალია. ამჟამად არსებობს ბრინჯაო კალას გარეშეც – ალუმინის, სილიციუმის, ტყვიის, მანგანუმის და ა.შ. შემცველი.

სპილენძის ნაერთები +1 ჟანგითი რიცხვით. ისინი ძირითადად მისი მაღალი ჟანგითი რიცხვის მქონე ნაერთების აღდგენით მიიღება:

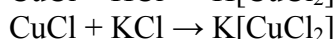
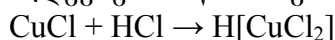


CuCl შეიძლება მივიღოთ სპილენძის ბურბუშელაზე კონცენტრირებული მარილმუავას მოქმედებით, განსაზღვრული რაოდენობით $KClO_3$ -ის თანაობისას.

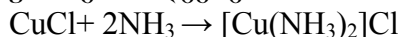


Cu^+ მარილებიდან წყალხსნარებში მდგრადია სწორედ მცირედხსნადი CuCl და აგრეთვე CuCN.

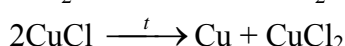
როგორც აღვნიშნეთ, CuCl წყალში მცირედხსნადია, მაგრამ კარგად იხსნება კონცენტრირებულ HCl-ში და ტუტე მეტალების ქლორიდების კონცენტრირებულ ხსნარებში ანიონური კომპლექსების წარმოქმნით:



Cu^{+1} -ის აკვაციონები არამდგრადია. ამიტომ Cu(I)-ის მარილები კრისტალ-ჰიდრატებს არ წარმოქმნიან. ე.ი. მათ არ ახასიათებს აკვაკომპლექსები, მაგრამ ახასიათებს ამინო და ციანიდური კომპლექსები:



Cu^{+1} -ის ნაერთები ადვილად იჟანგება და დისპროპორციონირდება, გადადის Cu^{2+} -ის ნაერთებში.



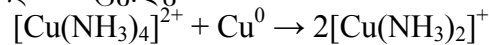
თუმცა წონასწორობა



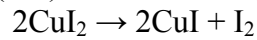
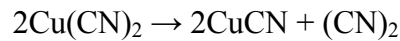
პირობებზე დამოკიდებულებით, შეიძლება გადაიხაროს ნებისმიერი მიმართულებით:



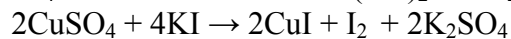
(სადაც, en ეთილენდიამინია). ეს მიმართულება ლიგანდის ხელატურმა ბუნებამ განაპირობა. არახელატური ლიგანდის შემთხვევაში წონასწორობა საწინააღმდეგო მიმართულებით გადაინაცვლებს:



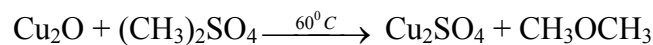
ასევე



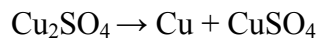
Cu^{+1} -ის ნაერთებიდან განსაკუთრებული მდგრადობით გამოირჩევა CuCN , CuI , CuCNS , რის გამოც (+2) ნაერთებიდან ისინი პირდაპირ მიიღება:



რაც შეეხება Cu^{+1} -ის ოქსომარილებს, ისინი გაცილებით არამდგრადია. მიიღება მხოლოდ არაწყალხსნარებში. მათგან შედარებით მდგრადია Cu_2SO_4 , რომელიც მხოლოდ არაწყალხსნარებშია მდგრადი. მიიღება შემდეგი რეაქციით, სინესტის გამორიცხვის პირობებში:

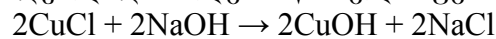


წყლით ეს მარილი ადვილად განიცდის დისპროპორციონირებას, რის შედეგადაც მიიღება Cu და CuSO_4 :

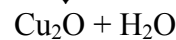


ოქსომარილების ასეთი არამდგრადობა ოქსოანიონების მაღალი უანგვითი უნარით და Cu^{2+} -იონების ჰიდრატაციის მაღალი ენერჯით არის განპირობებული.

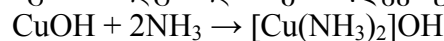
Cu^{+1} -ის მარილებზე ტუტის მოქმედებით მიიღება ჰიდროქსიდი – CuOH , რომელიც გაცხელებით ადვილად იშლება წითელი ფერის Cu_2O -ს წარმოქმნით.



↓

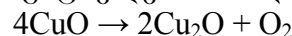


CuOH არამდგრადია, მაგრამ მდგრადია კომპლექსური ფუძე $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$.

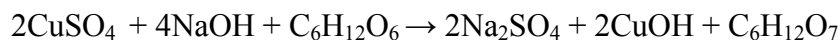


ეს აიხსნება OH^- -იონებზე მეტალთა კატიონების მაპოლარიზებელი მოქმედების შესუსტებით ამიაკის მოლეკულებით ეკრანირების გამო.

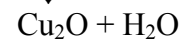
Cu_2O მიიღება აგრეთვე CuO -ს გაცხელებით მაღალ ტემპერატურაზე:



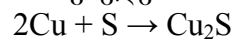
CuOH და Cu_2O ორვალენტიანი მარილებიდანაც მიიღება ტუტისა და აღმდგენლის (გლუკოზა, ფორმალინი და ა.შ.) ერთდროული მოქმედებით და გაცხელების პირობებში:



↓

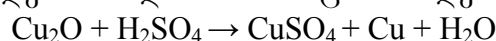


სპილენძი გოგირდთან უშუალო მოქმედებისას Cu_2S -ს წარმოქმნის:

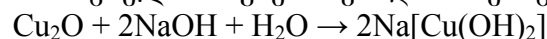


Cu_2O და Cu_2S მაღალი ტემპერატურის მიმართ განსაკუთრებული მდგრადობით გამოირჩევა, მაშინ, როცა მათი ორვალენტიანი ანალოგები ანალოგიურ პირობებში იშლება.

Cu_2O მჟავების მოქმედებისას დისპროპორციონირდება:



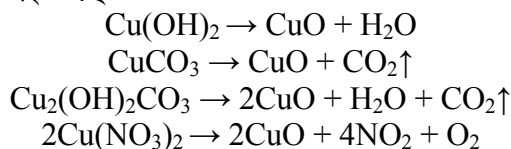
იგი ტუტესთან რეაქციაში შესვლით მჟავა ოქსიდის თვისებასაც ავლენს.



Cu_2O გამოიყენება მინისა და ემალისათვის წითელი ფერის მისანიჭებლად.

ნაერთები +2 უანგვითი რიცხვით: IB ჯგუფის მეტალებიდან +2 უანგვითი რიცხვი ძირითადად სპილენძისთვის არის დამახასიათებელი.

CuO მიიღება სპილენძ(II)-ის ჰიდროქსიდის, კარბონატის, ფუძე კარბონატისა და ნიტრატის თერმული დაშლით:

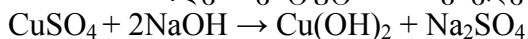


CuO გახურებით იშლება:

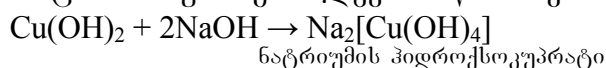


CuO ფუძე ოქსიდია და მჟავებთან მარილებს წარმოქმნის.

Cu(OH)₂ მიიღება შესაბამის მარილებზე ტუტის მოქმედებით:



Cu(OH)₂ სუსტი ფუძეა, ავლენს ამფოტერულ თვისებებს, მოქმედებს ტუტის კონცენტრირებულ ხსნართანაც ანიონური კომპლექსის წარმოქმნით:

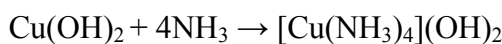


ჰიდროქსოკუპრატები ძალიან არამდგრადია, ხსნარის განზავებისას ისევე ილექება Cu(OH)₂. მისი შენარჩუნება ხერხდება მხოლოდ ჭარბი ტუტის პირობებში.

Cu(OH)₂-ის სუსტი ფუძე თვისებები განაპირობებს ძლიერ მჟავებთან მისი მარილების მჟავურ ბუნებას. სუსტ მჟავებთან სპილენძის საშუალო მარილები კი წყალხსნარში მარილთა მიმოცვლის რეაქციით არ მიიღება. ამ შემთხვევაში ფუძე მარილები წარმოიქმნება:

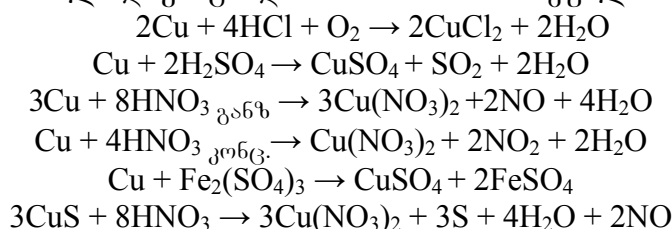


Cu(OH)₂ კარგად იხსნება ამიაკის წყალხსნარში ამიაკალური ფუძის წარმოქმნით:

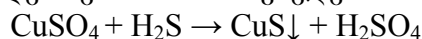


მიღებულ კომპლექსს შვეიცერიის რეაქტივი ეწოდება. მას ცელულოზას გახსნის უნარი აქვს და ზოგიერთი ხელოვნური ბოჭკოს წარმოებაში გამოიყენება.

Cu²⁺-ის მარილები მიიღება სპილენძის, მისი ოქსიდის, ჰიდროქსიდის და მარილების მჟავებთან ურთიერთქმედებით. სპილენძი რეაქციაში მხოლოდ იმ მჟავებთან შედის, რომელთა მჟავური ნაშთის ანიონებიც მუანგავია. ასეთია კონც. გოგირდმჟავა, განზ. და კონც. აზოტმჟავა. რაც შეეხება მარილმჟავას, მას სპილენძის გახსნა მხოლოდ უანგბადის თანაობისას შეუძლია:



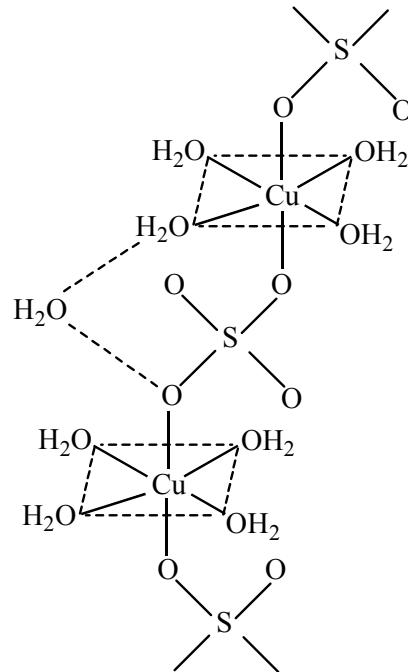
სპილენძის ხსნად მარილებზე H₂S-ის მოქმედებით CuS მიიღება:



ილექება შავი ფერის ნალექი CuS, რომელიც იხსნება კონცენტრირებულ აზოტმჟავაში.

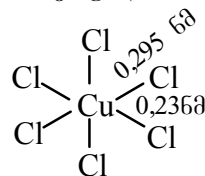
Cu²⁺-ის მარილების წყალხსნარები ცისფერია, ეს ფერი Cu²⁺-ის აკვაიონის ფერია. აკვაკომპლექსებში წყლის მოლეკულების ჩანაცვლება შეიძლება ამიაკის მოლეკულებით. მიღებულია დიამინოაკვა- და ტეტრამინოაკვაკომპლექსები. წყლის ექვსივე მოლეკულის ჩანაცვლება ვერ ხერხდება. [Cu(NH₃)₆]²⁺ მხოლოდ თხევად ამიაკში მიიღება. აკვაკომპლექსის ამინოკომპლექსად გარდაქმნას ფერის შეცვლაც ახლავს. ხსნარის ცისფერი შეფერილობა ღურჯი შეფერილობით იცვლება.

Cu^{2+} -ის აკვაკომპლექსებს შორის მნიშვნელოვანია შაბიამანი – $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. მისი სტრუქტურა რთულია, წყლის ოთხი მოლეკულა კოორდინირებულია Cu^{2+} -ის სიბრტყეში, SO_4^{2-} -ის ორი ჯგუფი ამ სიბრტყეზე გამავალი ღერძის გასწვრივ არის განლაგებული, ხოლო წყლის მესამე მოლეკულა ასრულებს ხიდაკის როლს და ერთმანეთთან აკავშირებს სპილენძთან კოორდინირებულ წყლის მოლეკულასა და SO_4^{2-} -ის ჯგუფს.



სქემა 21.

სპილენძი წარმოქმნის როგორც კატიონურ (აკვა-, ამინო-), ისე ანიონურ (ჰიდროქსოკუპრატები, ჰალოგენკუპრატები) კომპლექსებს. Cu^{2+} -ისათვის დამახასიათებელი კოორდინაციული რიცხვი არის 6, რასაც ოქტაედრული კონფიგურაცია შეესაბამება. მაგრამ ადგილი აქვს ოქტაედრული სტრუქტურის დამახინჯებას, რაც უამრავი ექსპერიმენტული მასალით არის დამტკიცებული. ორ ლიგანდთან, რომლებიც z-ღერძის გასწვრივ არის დაკავშირებული, ბმის სიგრძე უფრო მეტია, ვიდრე xy სიბრტყეში არსებულ ოთხ ლიგანდთან.

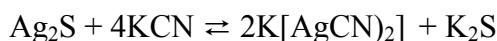


ეს დამახინჯება ზოგჯერ იმდენად მნიშვნელოვანია, რომ Cu^{2+} -ის კომპლექსები კვადრატული ხდება, ე.ი. კვადრატული კონფიგურაცია შეესაბამება მაქსიმალურ დამახინჯებას.

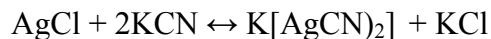
ეს მოვლენა 1877 წელს ერთმანეთისაგან დამოუკიდებლად აღმოაჩინეს ორმა მეცნიერმა – იანმა და ტელერმა. აქედან გამომდინარე, ამ მოვლენას იანტელერის ეფექტი ეწოდება. ამ მოვლენას ისინი მარტივად ასე ხსნიდნენ: ყოველი არაწრფივი მოლეკულური სისტემისათვის გადაგვარებული ელექტრონული მდგომარეობა არამდგრადია, ამიტომ ასეთი სისტემები დამახინჯებას განიცდის, რაც აქვეითებს მათ სიმეტრიას და ამით ხელს უწყობს გადაგვარების მოხსნას.

18.2. ვერცხლი

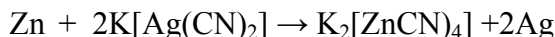
მიღება. ვერცხლის მისაღებად გამოიყენება ციანიდური მეთოდი:



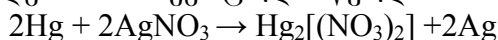
წონასწორობის მარჯვნივ გადასახრელად K_2S -ის კონცენტრაციის შემცირებაა საჭირო, რასაც ხსნარში ჟანგბადის გატარებით აღწევენ, რომელიც სულფიდურ გოგირდს ჟანგავს SO_3^{2-} - ან SO_4^{2-} -იონამდე. ციანიდებში ვერცხლის ქლორიდის იხსნება:



ვერცხლის ციანოკომპლექსის ხსნარზე თუთიის მოქმედებით ხდება ვერცხლის გამოყოფა:

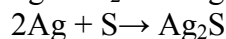
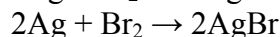
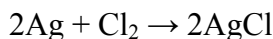


ვერცხლი შეიძლება მიღებული იქნას აგრეთვე ამაღვამირების მეთოდითაც. ის ვერცხლისწყალში კარგად იხსნება ამაღვამის წარმოქმნით. ამაღვამის მიღება AgNO_3 -დანაც შეიძლება მისი ვერცხლისწყალთან შენჯღრევით:

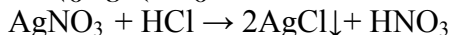


ვერცხლს სპილენძის წარმოების ნარჩენებიდანაც გამოყოფენ და შემდეგ ელექტროლიზური გზით ასუფთავებენ.

ქიმიური თვისებები: ვერცხლს ნაერთებში თითქმის ყოველთვის ახასიათებს (+1) ჟანგვითი რიცხვი. ასეთ ნაერთებს წარმოქმნის იგი უშუალო ურთიერთქმედებით როგორც მარტივ, ისე რთულ ნივთიერებებთან, მაგ., ჰალოგენებთან, გოგირდთან, მჟავებთან:



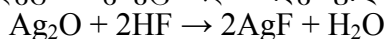
ვერცხლის ჰალოგენიდებს პრაქტიკულად მისი მარილის ხსნარზე ჰალოგენწყალბადმჟავების მოქმედებით ღებულობენ:



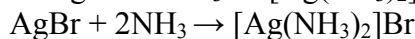
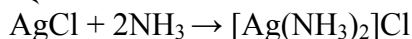
AgCl თეთრი ხაჭოსეხური ნალექია.

ანალოგიურად მიიღება AgBr , AgI .

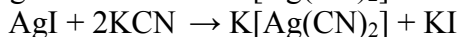
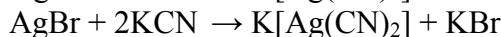
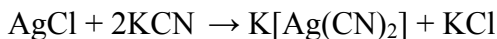
AgF -ს პრაქტიკულად შემდეგი რეაქციიდან ღებულობენ:



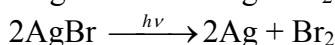
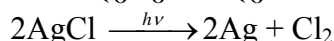
AgF წყალში ხსნადია. დანარჩენი ჰალოგენიდები უხსნადია წყალში და მჟავებში. იხსნება ამიაკის წყალხსნარში:



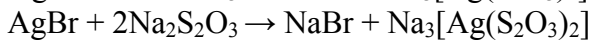
AgI (NH_3)-ის წყალხსნარშიც არ იხსნება. ყველა მათგანი იხსნება ტუტე მეტალების ციანიდების ხსნარში:



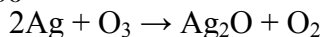
ვერცხლის ჰალოგენიდები სინათლეზე იშლება:



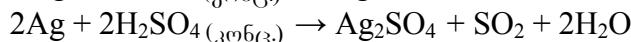
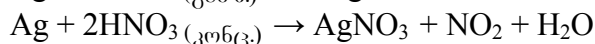
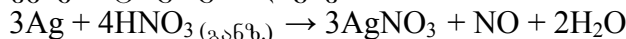
ამ თვისების გამო ისინი ფოტომასალების დასამზადებლად გამოიყენება. დაუშლელ AgBr -ს და AgCl -ს ნატრიუმის თიოსულფატის ხსნარით ამუშავებენ, რომელიც მათ კარგად ხსნის:



ვერცხლი ჟანგბადით არ იჟანგება არც ჩვეულებრივ და არც მაღალ ტემპერატურაზე. ვერცხლი იჟანგება ოზონით:

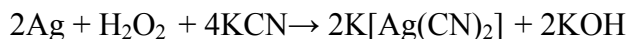


ვერცხლი იჟანგება აზოტმუჟავას როგორც განზავებული, ისე კონცენტრირებული ხსნარით, აგრეთვე კონც. გოგირდმუჟავას ხსნარით:



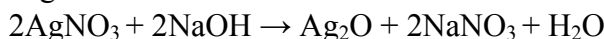
ძლიერ მჟანგავ მჟავებში გახსნის უნარი მისი ოქროსგან დასაშორებლად გამოიყენება.

ვერცხლი სწრაფად იჟანგება წყალბადის პეროქსიდით ციან-იონების (CN⁻) გარემოში:



ვერცხლის ნაერთებიდან ყველაზე მნიშვნელოვანია AgNO₃. ვერცხლის ყველა საჭირო ნაერთს მისგან ღებულობენ.

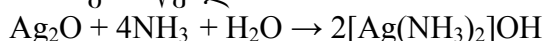
AgOH არამდგრადია. ვერცხლის მარილზე ტუტის მოქმედებით მიიღება არა ჰიდროქსიდი, არამედ Ag₂O:



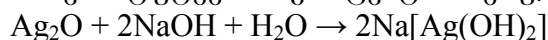
Ag₂O წყალში მცირედ ხსნადია (0,017 გ/ლ), მიღებულ ხსნარს ტუტე რეაქცია აქვს. იგი ზოგიერთი მეტალის ჰიდროქსიდს ღებავს მარილთა წყალხსნარებიდან.

ვერცხლის მარილები (ძლიერ მჟავებთან, მაგ., AgNO₃) ჰიდროლიზს არ განიცდის, რაც AgOH-ის საკმაოდ ძლიერ ფუძე თვისებებზე მიუთითებს.

Ag₂O კარგად იხსნება ამიაკის წყალხსნარში:

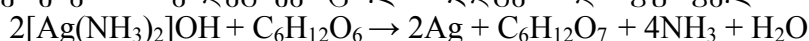


კომპლექსური ფუძე [Ag(NH₃)₂]OH გაცილებით მდგრადია ვიდრე AgOH. Ag₂O ამფოტერული ოქსიდია. იხსნება ტუტეების კონცენტრირებულ ხსნარებში.



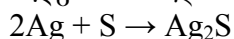
ანიონური კომპლექსი – [Ag(OH)₂]⁻ ნაკლებ მდგრადია. Ag₂O-ს ამიაკიანი ხსნარი გამოიყენება მინის მოსავერცხლად.

AgNO₃-ის 10%-იან ხსნარს უმატებენ ამიაკის წყალხსნარს გამოყოფილი Ag₂O-ს გახსნამდე (სანამ ხსნარი გახდება გამჭვირვალე), ამის შემდეგ ამატებენ რამდენიმე წვეთ გლუკოზის 10%-იან ხსნარს და სინჯარას ცხელწყვილიან ჭიქაში ათავსებენ, დაყოვნების შემდეგ ვერცხლი აღდგება და ჭურჭელი მოისარკება:

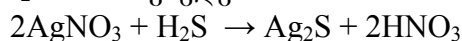


ვერცხლის კატიონები (Ag⁺) ძლიერი მჟანგავია.

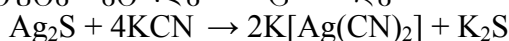
ვერცხლის სულფიდი Ag₂S მიიღება პირდაპირი ურთიერთქმედებით:



ვერცხლის მარილებზე H₂S-ის მოქმედებით:



Ag₂S ვერცხლის მარილებს შორის ერთ-ერთი ყველაზე ცუდად ხსნადი მარილია. იგი იხსნება ტუტე მეტალების ციანიდების ხსნარში:



Ag⁺-იონები უფეროა, არ წარმოქმნის აქვაკომპლექსებს და შესაბამისად, კრისტალჰიდრატებს.

ვერცხლი წარმოქმნის მდგრად ამინო- და ციანიდურ კომპლექსებს [Ag(NH₃)₂]⁺, [Ag(CN)₂]⁻.

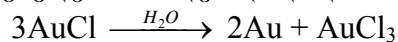
18.3. ოქრო

მიღება: ქვიშრობებიდან ოქროს გამოყოფის უძველესი მეთოდია წვრილად დაწილადებული მადნის წყლით ჩარეცხვა. ოქრო, როგორც მძიმე მეტალი, ჭურჭლის ფსკერზე რჩება.

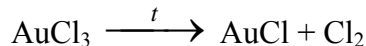
მადნიდან მისი გამოყოფა ამალგამირების მეთოდითაც შეიძლება. ამალგამისაგან ვერცხლისწყლის მოშორება გადადენით ხდება. ოქროს მიღების ერთ-ერთ მნიშვნელოვან მეთოდს ციანიდური მეთოდი წარმოადგენს, რომელიც ქართული წარმოშობის მეცნიერის, ბაგრატიონის მიერ არის შემუშავებული. მადანს ამ შემთხვევაში Na-ის ან K-ის ციანიდის 0,1-0,2%-იანი ხსნარით ამუშავებენ ჰაერის ჟანგბადის თანაობისას. ოქრო გადადის ციანოაურატში, საიდანაც მას თუთიით აძევენ. ამ დროს ოქროს ერევა თუთიის ციანიდი, რომლის მოშორებასაც მჟავით დამუშავებით ასევე ხევენ.

სითბო- და ელექტროგამტარობით ოქრო მხოლოდ ვერცხლს ჩამორჩება. ოქროს ახასიათებს დიდი მდგრადობა, სრულებით არ იცვლება ჰაერზე. როგორც აღვნიშნეთ, მასზე მოქმედებს Cl₂-ით გაჯერებული HCl, სამეფო წყალი, ცხელი კონცენტრირებული სელენმჟავა, ტუტე მეტალების ციანიდები O₂-ის თანაობისას. ტუტე მჟანგავების გარეშე არ მოქმედებს გამლღვალ მდგომარეობაშიც კი.

ოქროს ნაერთები (+1) ჟანგვითი რიცხვით: აღსანიშნავია ოქროს სულფიდი, ოქსიდი, ჰალოგენიდები. ნაერთები +1 ჟანგვითი რიცხვით არამდგრადია, ადვილად იშლება წყლის მოქმედებითაც კი. ისეთი ძნელადხსნადი მარილიც კი, როგორიც AuCl-ია, წყლის მოქმედებით ადვილად დისპროპორციონირდება:

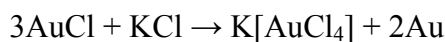


(+1)-იანი ოქროს ნაერთები, სპილენძის ანალოგიურად, მისი მაღალი ჟანგვითი რიცხვის ნაერთების აღდგენით მიიღება. მაგალითად, AuCl-ს ღებულობენ CO₂-ის არეში (180°C) AuCl₃-ის გაცხელებით:

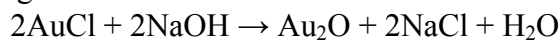


შემდგომი გახურებით ოქრო გამოიყოფა. საერთოდ ოქროს ყველა ნაერთის თერმული დაშლის საბოლოო პროდუქტი ოქროა.

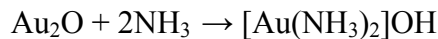
AuCl იხსნება ტუტე მეტალების ქლორიდების წყალხსნარებში ანიონური კომპლექსების წარმოქმნით:



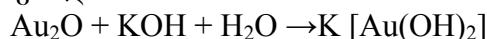
AuCl-ზე ტუტის მოქმედებით მიიღება Au₂O. AuOH კიდევ უფრო არამდგრადია, ვიდრე CuOH და AgOH.



Au₂O კარგად იხსნება ამიაკის წყალხსნარში კომპლექსური ფუძის წარმოქმნით:



Au₂O ამფოტერული ოქსიდია.



Au⁺¹-ის მარტივი ნაერთებიდან განსაკუთრებული მდგრადობით გამოირჩევა AuI და AuCN.

Au⁺³-ის ნაერთებზე HI-ის და ასევე (CN⁻)-იონების დამატებისას მიიღება ნაერთები (+1)-ჟანგვითი რიცხვით:



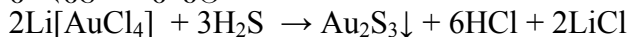
AuI იხსნება KI-ის ხსნარში კომპლექსური ნაერთის წარმოქმნით.

Au⁺¹-ის ქიმია ძირითადად მისი კომპლექსნაერთების ქიმიაა. ხსნარში Au⁺¹-იონები არ არსებობს. წყალხსნარში მდგრადია ოქროს კომპლექსური იონი –

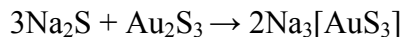
[Au(CN)₂]⁻. K[Au(CN)₂] და Na[Cu(CN)₂] მარილები კრისტალურ მდგომარეობაშია მიღებული. ასევე გამოყოფილია შესაბამისი მჟავაც H[Au(CN)₂].

ოქროს ნაერთები (+3) ჟანგვითი რიცხვით: ოქროს ნაერთები (+3) ჟანგვითი რიცხვით 1B ჯგუფის ელემენტებიდან მხოლოდ ოქროსთვის არის დამახასიათებელი. მისი ბინარული ნაერთებია: Au₂S₃, AuF₃, AuCl₃, AuBr₃, Au₂O₃.

Au₂S₃ მიიღება შემდეგი რეაქციით:



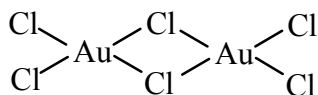
Au₂S₃ იხსნება ტუტე მეტალების სულფიდების ხსნარში თიომარილების წარმოქმნით.



AuCl₃ მიიღება ოქროს ფხვნილზე 200⁰C-ზე ჭარბი ქლორის მოქმედებით, აგრეთვე ოქროს გახსნით სამეფო წყალში ან Cl₂-ით გაჯერებულ მარილმჟავაში.

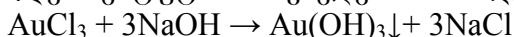
ჭარბი მარილმჟავას შემთხვევაში მიიღება კომპლექსური მჟავა H[AuCl₄], რომელიც წყალხსნარიდან კრისტალჰიდრატის სახით გამოიყოფა – H[AuCl₄]·4H₂O. ცნობილია ამ კომპლექსური მჟავას ნატრიუმის მარილი – Na[AuCl₄], ნატრიუმის ტეტრაქლორაურატი.

AuCl₃ და AuBr₃ წყალში ხსნადი მარილებია, რომლებიც დიმერებს წარმოადგენენ:

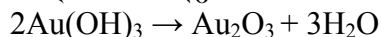


Au⁺³-ის ჰალოგენიდები, ოქსიდი და ჰიდროქსიდი ამფოტერული ნაერთებია ჭარბი მჟავური თვისებებით.

ოქროს(III) ხსნად მარილებზე ტუტის მოქმედებით მიიღება Au(OH)₃:



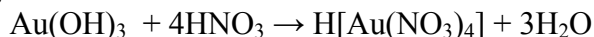
Au(OH)₃-ს ოქროს მჟავას უწოდებენ. Au(OH)₃-ის შესაბამისი ოქსიდია Au₂O₃. იგი Au(OH)₃-ის თერმული დაშლით მიიღება:



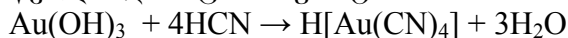
Au(OH)₃, როგორც ამფოტერული ნაერთი, ტუტეშიც იხსნება:



აზოტმჟავასთან რეაქციით მიიღება კომპლექსური მჟავა, წყალბადის ტეტრაჯიანოაურატი – H[Au(NO₃)₄]. ე.ი. Au(OH)₃ ტუტესთან და მჟავასთან ანიონურ კომპლექსებს წარმოქმნის:

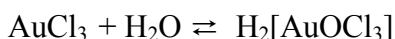
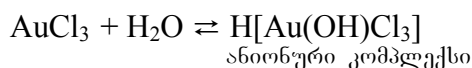


ასევე მიღებულია წყალბადის ციანოაურატი:



წყალბადის ციანო- და ნიტრატოაურატი თავისუფალი სახით არის მიღებული – H[Au(CN)₄]. მიღებულია Au⁺³-ის მარილები ორივე კომპლექსურ მჟავასთან: Na[Au(NO₃)₄] და Na[Au(CN)₄].

Au³⁺-ის მარილები ჰიდროლიზს განიცდიან ანიონური კომპლექსების წარმოქმნით:



Au³⁺-ის კომპლექსებს ბრტყელკვადრატული აღნაგობა აქვს.

წარმოქმნილი მჟავეები AgNO₃-თან იძლევა არა AgCl-ს, არამედ Ag₂[AuOCl₃], რაც ამ კომპლექსების მაღალ მდგრადობას ამტკიცებს.

ე.ი. ოქრო მაღალი ჟანგვითი რიცხვით, ისევე, როგორც სხვა გარდამავალი d-მეტალები, ძირითადად ანიონურ კომპლექსებს წარმოქმნის.

აღმომჩენი რეაქციები: სპილენძის ნაერთები ალს მწვანედ ფერავს, რაც ამ ნაერთების აღმოსაჩენად გამოიყენება. Ag^+ -იონები, როგორც ცნობილია, Cl^- -იონებთან წყალში და მჟავებში უხსნად თეთრ ხაჭოსებურ ნალექს წარმოქმნის. ოქროს აღმოსაჩენად ძირითადად აღმდგენების საშუალებით მეტალურ მდგომარეობამდე მის აღდგენას იყენებენ. მაღალი კონცენტრაციის შემთხვევაში გამოყოფილი ოქროს შემჩნევა ძნელი არ არის, ხოლო მცირე კონცენტრაციის დროს ოქრო კოლოიდურ ხსნარს წარმოქმნის. ამ ხსნარებს კოლოიდური ნაწილაკების ზომისაგან დამოკიდებულებით, სხვადასხვა შეფერვა ახასიათებს. სხვადასხვა შეფერილობის ხსნარი მიიღება აგრეთვე სხვადასხვა აღმდგენის გამოყენებისას.

სპილენძის, ვერცხლის და ოქროს დაშორების მიზნით, ცხელ კონცენტრირებულ გოგირდმჟავას იყენებენ, რომელიც ვერცხლს და სპილენძს ხსნის $CuSO_4$ -ისა და Ag_2SO_4 -ის წარმოქმნით. $CuSO_4$ კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში ცუდად იხსნება, ამიტომ ის ოქროსთან ერთად ილექება და შემდეგ მას წყლის საშუალებით ჩარეცხავენ.

გამოყენება: ისტორიკოსების მიერ დადგენილია, რომ მეტალების რჩილვას ჯერ კიდევ რამდენიმე ათასწლეულის წინ აწარმოებდნენ არა კალით, არამედ ოქროთი და ვერცხლით. უფრო სწორად, მათი შენადნობით. ტიტანის შემთხვევაში რჩილვისათვის მხოლოდ სუფთა ვერცხლი გამოიყენება. უკანასკნელ ხანებში იზრდება ვერცხლის, როგორც სარჩილავი მეტალის გამოყენება. ვერცხლი გამოიყენება სარკეების წარმოებაში. ვერცხლის სარკეების დამზადების საყოველთაოდ ცნობილი ქიმიური სქემაა მისი მარილების ($AgNO_3$) ამიაკალური ხსნარიდან ვერცხლის აღდგენა გლუკოზითა ან ფორმალდეჰიდით – მოვერცხლვა (ვერცხლის თხელი ფენით დაფარვა) არეკვლის უნარის, ქიმიური მედეგობის და ელექტროგამტარობის გაზრდის მიზნით.

როგორც ცნობილია, ვერცხლი ყველაზე კარგი ელექტროგამტარია, მაგრამ მრავალი მეტალისა და შენადნობისაგან განსხვავებით ზემცირე ტემპერატურაზე ის გამოიყენება, როგორც ელექტროიზოლატორი.

ვერცხლი გამოირჩევა „წკრიალის“ უნარით. ზოგიერთი მუსიკალური ინსტრუმენტის სიმები დამზადებულია ვერცხლის შენადნობისაგან, რომელიც 90% ვერცხლს შეიცავს. ასევე ზარების ჩამოსასახმელი შენადნობიც შეიცავს ვერცხლს.

დიდი რაოდენობით ვერცხლს მოიხმარს ფოტო- და კინოხელოვნება.

ვერცხლი გამოიყენება საიუველირო საქმეში, აგრეთვე სასიგნალე მინის და შუქფილტრების დასამზადებლად.

ვერცხლის მთავარი გასაყიდი პრეპარატია $AgNO_3$. $AgNO_3$ გამოიყენება მედიცინაში. მას ბაქტერიციდულ თვისებებთან ერთად ჭრილობის მოწვის და შეკერვის უნარი აქვს. კანის ქსოვილის ცილასთან იგი ურთიერთქმედებს და წარმოქმნის ცილოვან მარილებს – ალბუმინატებს.

ოქროც შენადნობების სახით გამოიყენება. შეუფერხებლად მუშაობს ოქროს შენადნობი პალადიუმთან (30%), პლატინასთან (10%), ვოლფრამთან (5%), ცირკონიუმთან (3%), დიდია მათი როლი კოსმოსურ ტექნიკაში.

ოქრო და მისი შენადნობები წარმოადგენს კონსტრუქციულ მასალას კონტაქტებისათვის, აგრეთვე გამოიყენება ელემენტარული ნაწილაკების გიგანტურ ამანქარებლად.

კბილის პროტეზირებისათვის გამოიყენება ოქროს შენადნობი ვერცხლთან ან სპილენძთან. ასეთივე შენადნობებით მზადდება საიუველირო საგნები.

ოქროთი დაფარვა (მოვარაყება) ცნობილია უძველესი დროიდან. მოვარაყებული ადგილი დაცულია კოროზიისა და ზედმეტი სითბოსაგან.

სამრეწველო მნიშვნელობა აქვს $AuCl_3$ -ს. ამ ნაერთის გამოყენებით ღებულობენ მაღალხარისხოვან მინას, ე.წ. ოქროს ბადაღშს.

რაც შეეხება სპილენძს, მისი და მისი შენაღობების გამოყენება ძალიან მრავალმხრივია. იგი შეუცვლელი მეტალია ელექტროტექნიკაში. ელექტროგამტარობით მხოლოდ ვერცხლს ჩამოუვარდება. მისი შენაღობებიდან უძველესი, რომელსაც ადამიანი იყენებდა, არის ბრინჯაო, მისი შენაღობი კალასთან. დიდი გამოყენება აქვს მეღვინეობაში. დიდი გამოყენება აქვს აგრეთვე მის სხვადასხვა ნაერთს, რომელთა შორის ყველაზე მნიშვნელოვანია შაბიამანი $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

სპილენძი ერთ-ერთი მიკროელემენტია. იგი აუცილებელი ელემენტია ცოცხალი ორგანიზმებისათვის. მოზრდილი ადამიანის ორგანიზმი 0,001 მგ/ლ სპილენძს შეიცავს. სპილენძი შედის ზოგიერთი ფერმენტის შედგენილობაში. იგი გავლენას ახდენს მცენარის მიერ აზოტის ათვისების უნარზე. ნიადაგში მისი ნაკლებობა მცენარის უნაყოფობას იწვევს.

მეცხრამეტე თავი

პერიოდული სისტემის II ჯგუფის d-მეტალები

თუთია, კადმიუმი, ვერცხლისწყალი

თუთია (Zn), კადმიუმი (Cd), ვერცხლისწყალი (Hg) IIB ჯგუფის d-მეტალებია. ისინი ერთმანეთის სრული ელექტრონული ანალოგებია. შესაბამისად, მათ დასრულებული d^{10} -ელექტრონული კონფიგურაცია აქვთ და ამ თვალსაზრისით ისინი განსხვავდება სხვა d-მეტალებისაგან. მათი ატომების ელექტრონული კონფიგურაციები მოცემულია ცხრილში (ცხრ. 17):

ცხრილი 17

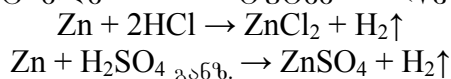
ელემენტი	ელექტრონული კონფიგურაცია
Zn	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$
Cd	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2$
Hg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2$

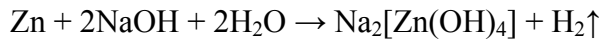
მათი დამახასიათებელი უანგვითი რიცხვი ნაერთებში +2-ია. ns^2 -ელექტრონული წყვილის განსაკუთრებული მდგრადობა განაპირობებს თუთიისა და კადმიუმისგან ვერცხლისწყლის არსებით განსხვავებას. თუთიისა და კადმიუმის ნაერთებისაგან განსხვავებით ვერცხლისწყლის ნაერთების უმრავლესობა არამდგრადია, მათგან განსხვავებით, ვერცხლისწყლისთვის დამახასიათებელია Hg^{2+} -რადიკალის წარმოქმნის უნარი, რომელშიც $-Hg-Hg-$ ატომებს შორის კოვალენტური ბმაა, ამით კვლავ ხდება ns^2 -კონფიგურაციის აღდგენა. Hg^{2+} -ში ვერცხლისწყლის უანგვითი რიცხვი +1-ის ტოლად ითვლება.

დედამიწის ქერქში თუთია გავრცელებულია 6, კადმიუმი (1817 წელს აღმოაჩინა ფრედერიკ შტრომეიერმა) 8 და ვერცხლისწყალი (აღმოაჩინეს ჯერ კიდევ ჩვენ წელთაღრიცხვამდე) 7 სტაბილური იზოტოპის სახით. გარდა ამისა, ხელოვნურად მიღებულია მათი მრავალრიცხოვანი რადიოაქტიური იზოტოპები.

თუთიის მინერალებს მიეკუთვნება ZnS – “თუთიის მაცდურა” (“თუთიის მატყუარა” – ამ ნაერთს ასე უწოდებენ თეთრი ფერით თუთიის ოქსიდთან მსგავსების გამო). თუთია გავრცელებულია აგრეთვე პოლიმეტალური მადნების და $ZnCO_3$ -ის სახით. ვერცხლისწყალი გავრცელებულია HgS -ის (კინოვარი, სინგური) სახით (დედამიწის ქერქში ვერცხლისწყლის შემცველობა შეადგენს $7 \cdot 10^{-6}$ %-ს); კადმიუმი კი – CdS -ის (გრინოსიდი) სახით. ვერცხლისწყალი მოიპოვება აგრეთვე თვითნაბადი სახით (მათ შორის საქართველოში, აფხაზეთში). ეს მეტალები მოვერცხლისფრო-თეთრი ფერისაა. ვერცხლისწყალი მძიმე, თხევადი ნივთიერებაა (ρ_{Hg} 13,55 გ/სმ³). მისი სიმკვრივე დაახლოებით 2-ჯერ აღემატება თუთიის (ρ_{Zn} 7,1 გ/სმ³) და კადმიუმის (ρ_{Cd} 8,7 გ/სმ³) სიმკვრივეს. თუთია და კადმიუმი შედარებით დაბალტემპერატურაზე (419,5°C; 321°C შესაბამისად), ხოლო ვერცხლისწყლისთვის ღებობის ტემპერატურა უარყოფითია (-38,9°C).

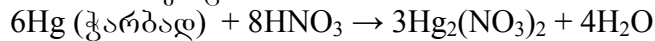
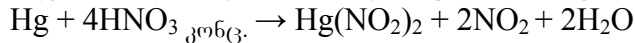
თუთიის ქვეჯგუფის მეტალები ხასიათდება მაღალი ქიმიური აქტიურობით, (თუმცა ჩამორჩებიან ტუტე და ტუტემიწათა მეტალებს). ატომური მასის ზრდასთან ერთად ამ მეტალების აქტიურობა (კალციუმის ქვეჯგუფის მეტალების საპირისპიროდ) მცირდება. ამ ტრიადაში თუთია ყველაზე აქტიური მეტალია. მას ელექტროქიმიურ აქტიურობასთან ერთად აქვს მაღალი ქიმიური აქტიურობა, – “იხსნება” მჟავებში და გაცხელებისას – ტუტეებში (წყალბადის გამოყოფით):



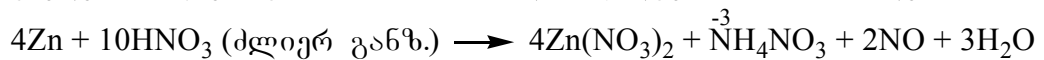


ZnSO_4 – ძირითადი კომპონენტია თუთიის შემცველი ანტიკოროზიული დამცავი საფრების ელექტროლიტური ხერხით მისაღებად.

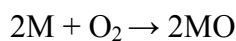
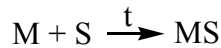
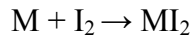
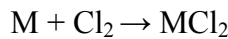
კადმიუმი ტუტეებში არ იხსნება, მუავებთან თუთიასთან შედარებით ნაკლებ ენერგიულად შედის რეაქციაში; ვერცხლისწყალი წყალბადის მარჯვნივ დგას ელექტროქიმიური ძაბვის (სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა) მწკრივში, ამიტომ ის მხოლოდ ძლიერ მუანგავ [კონც. H_2SO_4 (ცხელი)], HNO_3 , H_2SeO_4 და ა.შ.] მუავებთან ურთიერთქმედებს ამ უკანასკნელთა ანიონის ჟანგვითი უნარის ხარჯზე. ამასთან, შეიძლება წარმოიქმნას როგორც Hg^{+2} , ისე Hg^{+1} -ის ნაწარმები:



თუთია მის ანალოგებისაგან გამოირჩევა მაღალი ქიმიური აქტიურობით, ის ურთიერთქმედებს ძლიერ განზ. HNO_3 -თან და აღადგენს მას NH_3 -მდე (NH_4^+):



თუთია და მისი ანალოგები აქტიურად ურთიერთქმედებენ სხვადასხვა არამეტალთან:

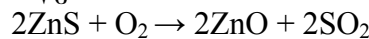


$\text{Me} = \text{Zn}, \text{Cd}, \text{Hg}$ (ვერცხლისწყალი იჟანგება 400°C -ზე).

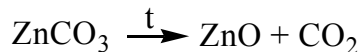
ZnO -ს ტექნიკაში უწოდებენ თუთიის თეთრას; გამოიყენება საღებავების დასამზადებლად და ნახევარგამტარულ მასალად.

ZnO -ს მიღების სამრეწველო ხერხებია:

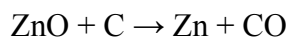
ა) თუთიის სულფიდის გამოწვა:



ბ) თუთიის კარბონატის დაშლა:

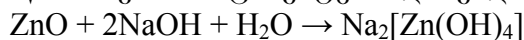


ZnO -ის აღდგენით ღებულობენ ტექნიკურ თუთიას:

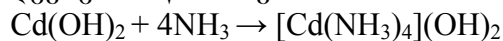


(სუფთა თუთიას ღებულობენ ZnSO_4 -ის ელექტროლიზით).

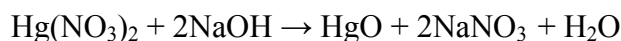
ZnO , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, CdO და $\text{Cd}(\text{OH})_2$ ამფოტერული ნაერთებია ფუძე ბუნების სიჭარბით. ტუტეებში გახსნისას წარმოქმნიან ცინკატებს და კადმიატებს:



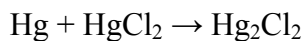
თუთიისა და კადმიუმის ჰიდროქსიდები კონც. ამიაკის წყალხსნარშიც იხსნება ამიაკალური კომპლექსების წარმოქმნით:



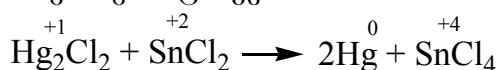
ვერცხლისწყლის ჰიდროქსიდი არამდგრადია (შეადარეთ ვერცხლს), ამიტომ $\text{Hg}(\text{II})$ -ის ხსნად მარილებზე ტუტეების მოქმედებით წარმოიქმნება არა $\text{Hg}(\text{OH})_2$, არამედ HgO :



ვერცხლისწყლის მარილებიდან საყურადღებოა Hg^{+2} -ის მარილები (მაგ., სულემა HgCl_2). მყარი სულემას ვერცხლისწყალთან გაცხელებით წარმოიქმნება კალომელი:



მუანგავი უნარი Hg^{+1} ნაერთებსაც აქვთ:



თუთია გამოიყენება შენადნობების დასამზადებლად (მაგ., თითბერი Zn/Cu; ნეიზილბერი – Zn/Cu/Ni). ზოგიერთ მეტალთა ნაკეთობების ზედაპირების ანტიკოროზიული დაფარვისათვის (მოსათუთიებლად); ZnCl₂ გამოიყენება მეტალთა მირჩილვისას, ზოგიერთი რეაქციის კატალიზატორად, მერქნის ანტიმიკრობული გაუღენტვისათვის; ZnSO₄ – მიკროსასუქად (მიკროელემენტების წყაროდ) და ელექტროლიტად მეტალთა ელექტროქიმიური გზით მოთუთიებისას.

ვერცხლისწყალი გამოიყენება თერმომეტრებსა და სხვადასხვა აპარატურაში, მისი ორთქლით ავსებენ ლუმინესცენტურ ნათურებს. ვერცხლისწყალი მთელ რიგ მეტალებთან (Ni, Cd, Au და ა.შ.) წარმოქმნის სპეციფიკური ტიპის და თვისებების მქონე შენადნობებს (ხსნის ზოგიერთ მეტალს ამაღვამების წარმოქმნით). ვერცხლისწყალთან ოქროს შენადნობის (ამაღვამა) წარმოქმნის უნარი ოქროს მიღების ერთ-ერთი საშუალებაა. HgO გამოიყენება საღებრების წარმოებაში (გემების ფსკერის შესაღებად). HgCl₂ – გამოიყენება შხამქიმიკატად, სოფლის მეურნეობაში და სხვ. კადმიუმი, ძირითადად, შენადნობების და დამცავი საფრების მისაღებად გამოიყენება. თუთიის, ვერცხლისწყლის და კადმიუმის კომპლექსნაერთებს მაღალი ბიოლოგიური აქტიურობა ახასიათებთ.

მეოცე თავი

f-ელემენტები. ლანთანიდები

ლანთანიდების ოჯახს მიეკუთვნება პერიოდულ სისტემაში ლანთანის შემდეგ მოთავსებული თოთხმეტი f-ელემენტი.

**ცხრილი 18. ლანთანიდების სახელწოდებები და
სავალენტო ელექტრონული კონფიგურაციები**

ელემენტის სიმბოლო	ელემენტის სახელწოდება	სავალენტო ელექტრონული კონფიგურაცია
$_{58}\text{Ce}$	ცერიუმი	$4f^2 5s^2 5p^6 6s^2$
$_{59}\text{Pr}$	პრაზეოდიმი	$4f^3 5s^2 5p^6 6s^2$
$_{60}\text{Nd}$	ნეოდიმი	$4f^4 5s^2 5p^6 6s^2$
$_{61}\text{Pm}$	პრომეთიუმი	$4f^5 5s^2 5p^6 6s^2$
$_{62}\text{Sm}$	სამარიუმი	$4f^6 5s^2 5p^6 6s^2$
$_{63}\text{Eu}$	ევროპიუმი	$4f^7 5s^2 5p^6 6s^2$
$_{64}\text{Gd}$	გადოლინიუმი	$4f^7 5s^2 5p^6 5d^1 6s^2$
$_{65}\text{Tb}$	ტერბიუმი	$4f^9 5s^2 5p^6 6s^2$
$_{66}\text{Dy}$	დისპროზიუმი	$4f^{10} 5s^2 5p^6 6s^2$
$_{67}\text{Ho}$	ჰოლმიუმი	$4f^{11} 5s^2 5p^6 6s^2$
$_{68}\text{Er}$	ერბიუმი	$4f^{12} 5s^2 5p^6 6s^2$
$_{69}\text{Tm}$	თულიუმი	$4f^{13} 5s^2 5p^6 6s^2$
$_{70}\text{Yb}$	იტერბიუმი	$4f^{14} 5s^2 5p^6 6s^2$
$_{71}\text{Lu}$	ლუტეციუმი	$4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^1 6s^2$

ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად ამ ელემენტების ატომებში ელექტრონებით ივსება ბოლოდან შიდა – მესამე ელექტრონული შრის 4f ორბიტალები, ასე რომ მათი ატომების ბოლო ელექტრონული შრე და უმრავლესობისათვის ბოლოს წინაც ერთნაირია, რაც მათი ქიმიური თვისებების დიდ სიახლოვეს იწვევს.

მიუხედავად 4f და 5d ორბიტალების ენერგეტიკულად დიდი სიახლოვისა, ლანთანიდებისათვის 4f მდგომარეობა ენერგეტიკულად უფრო ხელსაყრელი აღმოჩნდა ამ ორბიტალების ენერგიების დიდი სიახლოვის გამო. 4f ორბიტალიდან ერთი ელექტრონი (იშვიათად ორიც, მაგ., ცერიუმში) ადვილად აღიზნება, გადადის 5d ორბიტალზე და ხდება სავალენტო. ამიტომ ლანთანიდები მათი ნაერთების უმრავლესობაში ამჟღავნებენ (+3) ჟ. რიცხვს, ამავე დროს ეს იწვევს ლანთანიდების თვისებების მსგავსებას სკანდიუმის ქვეჯგუფის ელემენტებთან.

სკანდიუმი, იტრიუმი, ლანთანი და ლანთანიდები იწოდება იშვიათ მიწათა მეტალებად. ეს სახელწოდება მოძველებულია. იშვიათ მიწათა მეტალები - ამ სახელწოდების შინაარსის საპირისპიროდ საკმაოდ გავრცელებული ელემენტებია დედამიწის ქერქში, გარდა პრომეთიუმისა, რომელსაც არა აქვს არცერთი სტაბილური იზოტოპი, ამიტომ ბუნებაში აღმოჩენილი არ არის.

ლანთანიდები გვხვდება სკანდიუმთან, იტრიუმთან და ლანთანთან ერთად მონაციტის ქვიშებში. მონაციტი მინერალია, რომელიც შედგება იშვიათმიწათა მეტალების ორთოფოსფატებისა და მნიშვნელოვანი რაოდენობა თორიუმისაგან (30%-მდე). ყველაზე მაღალი პროცენტით ამ მინერალში არის ლანთანი, შემდეგ ცერიუმი. ამ მინერალში ლანთანიდების ჟანგვითი რიცხვი (+3)-ის ტოლია.

მცირე რაოდენობით არის ევროპიუმი, რომლისათვისაც უფრო დამახასიათებელია ჟანგვითი რიცხვი (+2) და ამიტომ ის უფრო კონცენტრირებულია კალციუმის ქვეჯგუფის ელემენტების მინერალებში. ლანთანიდების შემცველობა ლითოსფეროში საკმაოდ მაღალია. მათ შორის ყველაზე გავრცელებული არის ცერიუმი, ხოლო ყველაზე იშვიათია თულიუმი. ამავე დროს თულიუმი დაახლოებით ისევეა გავრცელებული, როგორც ბისმუტი, ხოლო უფრო მეტია, ვიდრე As, Cd, Hg, Se, რომლებიც არ მიეკუთვნებიან იშვიათ მიწათა მეტალებს.

ლანთანიდების თვისებებს განსაზღვრავს ძირითადად $5d^1 6s^2$ ელექტრონები, ამიტომ ისინი დიდ მსგავსებას იჩენენ III ჯგუფის d-ელემენტებთან – სკანდიუმთან და მის ანალოგებთან. განსაკუთრებული მსგავსებით კი იტრიუმი და ლანთანი გამოირჩევა.

მიუხედავად თვისებების ასეთი განსაკუთრებული მსგავსებისა, ლანთანიდებში მაინც შეინიშნება განსხვავება. ამასთან მათი ზოგიერთი თვისება $Ce \rightarrow Lu$ ამ მიმართულებით მონოტონურად იცვლება, ზოგიერთი კი პერიოდულად. მონოტონური ცვლილება აიხსნება ლანთანიდური კუმშვით $Ce \rightarrow Lu$ რიგში ატომური და იონური რადიუსების თანდათანობით შემცირებით.

ხოლო f ორბიტალების შევსების პერიოდული ხასიათი (ელექტრონები ორბიტალებზე სახლდებიან ჯერ თითო-თითოდ, ხოლო შემდეგ წყვილებიან) განსაზღვრავს ლანთანიდებისა და მათი ნაერთების თვისებათა ცვლილებებში შინაგან პერიოდულობას.

ცხრილი 19. ლანთანიდების დამახასიათებელი ჟანგვითი რიცხვები

ელემენტი	ჟანგვითი რიცხვები
Ce	+3; +4
Pr	+3; +4
Nd	+3
Pm	+3
Sm	+3; +2
Eu	+3; +2
Gd	+3
Tb	+3; +4
Dy	+3; +4
Ho	+3
Er	+3
Tu	+3; +2
Yb	+3; +2
Lu	+3

როგორც ცხრილიდან ჩანს, ლანთანიდების დამახასიათებელი ძირითადი ჟანგვითი რიცხვი არის +3. მაგრამ ელემენტებს, რომლებიც ესაზღვრება ლანთანს ($4f^0$), გადოლინიუმს ($4f^2$) და ლუტეციუმს ($4f^{14}$), ახასიათებთ ცვალებადი ჟანგვითი რიცხვები. მაგ., Ce ($4f^2 6s^2$) +3-თან ერთად ახასიათებს +4 ჟანგვითი რიცხვი, ეს დაკავშირებულია ორი 4 f ელექტრონის გადასვლასთან 5d მდგომარეობაში. იმავე მიზეზის გამო +4 ჟანგვითი რიცხვის გამომჟღავნება შეუძლია პროზეოდიმს ($4f^6 6s^2$), თუმცა ეს მისთვის ცერიუმთან შედარებით გაცილებით ნაკლებად არის დამახასიათებელი. ევროპიუმი, რომელსაც ($4f^7 6s^2$) 4f ორბიტალებზე 7 ელექტრონი აქვს, უფრო მეტად ამჟღავნებს +2 ჟანგვით რიცხვს.

შინაგანი პერიოდულობა: ტერბიუმი და დისპროზიუმი ავლენენ ცერიუმისა და პროზეოდიმის დამახასიათებელ ჟანგვით რიცხვს, იტერბიუმი და თულიუმი

+2 ჟანგვით რიცხვს, ე.ი. ჟანგვითი რიცხვების ცვლილებას აქვს პერიოდული ხასიათი.

სიმკვრივის, ღლობისა და დუღილის ტემპერატურების ცვლილებაში აშკარად შეინიშნება შინაგანი პერიოდულობა. ამ კონსტანტების მინიმალური მნიშვნელობით ხასიათდებიან ევროპიუმი და იტერბიუმი (შესაბამისად $4f^7$ და $4f^{14}$). ევროპიუმისა და იტერბიუმის ატომიზაციის ენთალპიების დაბალი მნიშვნელობები, შესაძლოა გამოწვეული იყოს $4f^7$ და $4f^{14}$ მდგრადი ელექტრონული კონფიგურაციებით, რის გამოც ამ ელემენტებში ბმების წარმოქმნა განპირობებულია მხოლოდ ns^2 ელექტრონებით, რომლებიც შედარებით ნაკლებად მტკიცე ბმებს წარმოქმნიან.

ფიზიკური თვისებები: ყველა იშვიათ მიწათა მეტალი მოვერცხლისფრო თეთრია, კარგად იტყდება, იწვლება მავთულად. ქიმიური აქტიურობით ისინი მხოლოდ ტუტე და ტუტემიწათა მეტალებს ჩამორჩება. კომპაქტური მეტალები მშრალ ჰაერზე მდგრადია, მაგრამ ნესტიანზე იცვლებიან. 200-400°C ჰაერზე გაცხელებისას იწვიან ოქსიდებისა და ნიტრიდების ნარევის წარმოქმნით. ცერიუმის ლენტა მაგნიუმისაზე უფრო კაშკაშა ალით იწვის. მათი ჟანგბადისადმი სწრაფვა რიგითი ნომრის ზრდასთან ერთად ეცემა.

ქიმიური თვისებები: ლანთანიდები მოქმედებენ ჰალოგენებთან, გაცხელებით აზოტთან, გოგირდთან, ნახშირბადთან, სილიციუმთან, ფოსფორთან, წყალბადთან. მეტალთა უმრავლესობასთან წარმოქმნიან შენადნობებს.

მეტალთა ძაბვის მწკრივში განლაგებულნი არიან წყალბადამდე, ამასთან საკმაოდ მოშორებით. ისინი იჟანგებიან წყლით (განსაკუთრებით მაღალ ტემპერატურაზე), ამ დროს გამოიყოფა წყალბადი. კიდევ უფრო აქტიურად მოქმედებს მათზე მჟავები. HF და H_3PO_4 -ის მიმართ ისინი მდგრადია, რამდენადაც უხსნადი მარილების შემცველი აფსკით იფარებიან. ტუტეში არ იხსნებიან.

ლანთანიდების იონები (+3 ჟანგვითი რიცხვით) ელექტრონული კონფიგურაციებით $4f^7$, $4f^{14}$, $4f^1$ და $4f^{13}$ უფეროა, დანარჩენები მეტ-ნაკლებად შეფერილია (ცხრილი 20).

ცხრილი 20. ლანთანიდების იონების ჟანგვითი რიცხვი და შეფერილობა

ლანთანიდების იონები	შეფერილობა
Pr^{3+}	მწვანე
Nd^{3+}	წითელი
Pm^{3+}	ვარდისფერი
Sm^{3+}	ყვითელი
Eu^{3+}	ღია ვარდისფერი

ამ იონთა შეფერილობა f-f გადასვლებით არის განპირობებული, რამდენადაც $4f$ ელექტრონები ეფექტურად ეკრანირდება გარე $5s^2$ და $5p^6$ ელექტრონებით, იონთა შეფერილობა კოორდინირებულ გარემოცვაზე დამოკიდებული არ არის.

მათი დამახასიათებელი ჟანგვითი რიცხვის ოქსიდები – E_2O_3 ძნელად-ღლობადი მყარი ნივთიერებებია, ისინი ფუძე ოქსიდებია, წყალში პრაქტიკულად არ იხსნებიან, ადვილად იხსნებიან მჟავებში, მაგრამ გახურებისას ისევე, როგორც Al_2O_3 ქიმიურ აქტიურობას კარგავენ. ტუტეებთან არ მოქმედებენ.

$E(OH)_3$ ჰიდროქსიდები, მიიღებიან ფუძის მიღების ჩვეულებრივი მეთოდით. $Ce(III)$ – $Lu(III)$ ამ მიმართულებით რადიუსის შემცირებასთან დაკავშირებით ფუძე თვისებები მცირდება, მჟავური – იზრდება. ასევე მცირდება თერმული

მდგრადობა. ისინი წარმოქმნიან ორმაგ მარილებს: $3\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{E}(\text{NO}_3)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$; $3\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot \text{E}_2(\text{SO}_4)_3$ და ა.შ.

ლანთანიდებს ახასიათებს მრავალრიცხოვანი კომპლექსები ხელატური ტიპის ლიგანდებთან, ამავე დროს მათი კოორდინაციული რიცხვი შეიძლება იყოს ცხრა და უფრო მაღალიც, – 10-14, რაც ბმების წარმოქმნაში f ორბიტალების მონაწილეობას მიუთითებს.

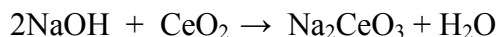
ლანთანიდები წარმოქმნიან ჰიდრიდებს წყალბადთან უშუალო ურთიერთქმედებით EH_2 და EH_3 შედგენილობით (გარდა ეროპიუმისა და იტერბიუმისა).

EH_2 ჰიდრიდები ტუტემიწათა მეტალების ჰიდრიდების მსგავსად იონური ნაერთებია. ჰიდრიდები ქიმიურად აქტიურებია, მოქმედებენ წყალთან, ჟანგბადთან, ჰალოგენებთან და სხვა მუანგაგებთან.

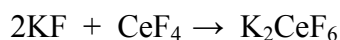
მიღებულია ცერიუმის ნაერთები CeO_2 , CeF_4 , $\text{Ce}(\text{ClO}_4)_4$, $\text{Ce}(\text{SO}_4)_2$. CeO_2 მარტივი ნივთიერებების უშუალო ურთიერთქმედებით მიიღება. ქიმიურად საკმაოდ ინერტულია, მუავასთან და ტუტესთან არ მოქმედებს.

$\text{Ce}(\text{IV})$ -ის ჰიდროქსიდი მიიღება ფუძეების მიღების ჩვეულებრივი მეთოდით – მარილისა და ტუტის მიმოცვლის რეაქციით. ხსნარიდან გამოიყოფა ცვლადი შედგენილობის ნალექის სახით, რომლის შედგენილობა უფრო სწორად გამოისახება ფორმულით $\text{CeO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. ამ უკანასკნელს ამფოტერული ბუნება აქვს. $\text{Ce}(\text{IV})$ -ის მარილები არამდგრადებია, წყალხსნარებში ძლიერად ჰიდროლიზდებიან.

$\text{Ce}(\text{IV})$ -ის ჰიდროქსიდი ($\text{CeO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$) ტუტეებთან შელდობისას ოქსოცერატებს(IV) წარმოქმნის:

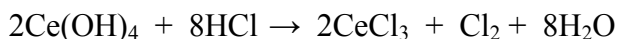


ხოლო CeF_4 ფუძე ბუნების ფტორიდებთან – ფტოროცერატებს(IV) წარმოქმნის:



$\text{Ce}(\text{IV})$ -ის ჰიდროქსიდი მუავაში გახსნისას ნარინჯისფერ ხსნარს იძლევა, რომელიც ცერიუმს აკვაკომპლექსის $[\text{Ce}(\text{H}_2\text{O})_n]^{2+}$ -ის სახით შეიცავს.

მუავა არეში $\text{Ce}(\text{IV})$ -ის ნაერთები საკმაოდ ძლიერი მუანგაგებია ($E^0 \text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+} = 1,61\text{B}$).



ნაერთები +2 ჟანგითი რიცხვით ყველაზე მეტად ახასიათებს ეროპიუმს ($E^0 \text{Eu}^{3+}/\text{Eu}^{2+} = -0,33\text{B}$). აგრეთვე სამარიუმს და იტერბიუმს. მათი ნაერთები კალციუმის ქვეჯგუფის ელემენტების ნაერთების მსგავსებია.

ოქსიდი EO და ჰიდროქსიდი $\text{E}(\text{OH})_2$ ფუძე ბუნების არიან. მარილები ESO_4 BaSO_4 -ის მსგავსია.

ლანთანიდები და ბევრი მათი ნაერთი საკმაოდ მნიშვნელოვან გამოყენებას პოულობს მეცნიერებისა და ტექნიკის სხვადასხვა სფეროში. გამოიყენებიან ფოლადის, თუჯის და სხვადასხვა შენადნობების წარმოებაში. ფოლადზე და თუჯზე მათი დამატება ზრდის თერმომდგრადობასა და მდგრადობას კოროზიის გამომწვევი აგენტების მიმართ.

იშვიათმიწათა მეტალების ყველაზე ფართო მომხმარებელი მინის წარმოებაა. ცერიუმის შემცველი მინა რადიოაქტიური მოქმედებისას არ მუქდება, ლანთანისა და ნეოდიუმის ოქსიდები გამოიყენებიან ოპტიკური მინის წარმოებაში. ნეოდიუმის შემცველი მინისაგან ღაზერულ ოპტიკურ ელემენტს ამზადებენ. ლანთანიდების ოქსიდები გამოიყენება მინის, ფაიფურის, გლაზურის და ემალის შესაღებად.

აქტინიდები

აქტინიდებს მიეკუთვნება პერიოდულ სისტემაში აქტინიუმის მომდევნო 14f-ელემენტი. მათი სახელწოდებები, ატომთა ელექტრონული კონფიგურაციები და ზოგიერთი სხვა მახასიათებელი მოცემულია ცხრილში 21.

ცხრილი 21. აქტინიდების ზოგიერთი მნიშვნელოვანი მახასიათებელი

ატომური ნომერი	სიმბოლო	სახელწოდება	ელექტრონული კონფიგურაციები	$\Xi^0 \rightarrow \Xi^+$ იონიზაციის ენერჯია, ევ	ატომთა რადიუსები
89	Ac	აქტინიუმი	$6d^1 7s^2$	5,1	0,111
90	Th	თორიუმი	$5f^0 6s^2 6p^6 6d^2 7s^2$	6,1	0,108
91	Pa	პროტაქტინიუმი	$5f^2 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$	5,9	0,106
92	U	ურანი	$5f^3 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$	6,2	0,104
93	Np	ნეპტუნიუმი	$5f^4 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$	6,2	0,102
94	Pu	პლუტონიუმი	$5f^6 6s^2 6p^6 7s^2$	6,06	0,101
95	Am	ამერიციუმი	$5f^7 6s^2 6p^6 7s^2$	5,99	0,100
96	Cm	კიურიუმი	$5f^7 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$	6,09	0,098
97	Bk	ბერკლიუმი	$5f^8 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$	6,3	—
98	Cf	კალიფორნიუმი	$5f^{10} 6s^2 6p^6 7s^2$	6,4	—
99	Es	ეინშტეინიუმი	$5f^{11} 6s^2 6p^6 7s^2$	6,5	—
100	Fm	ფერმიუმი	$5f^{12} 6s^2 6p^6 7s^2$	6,6	—
101	Md	მენდელეევიუმი	$5f^{13} 6s^2 6p^6 7s^2$	6,7	—
102	No	ნობელიუმი	$5f^{14} 6s^2 6p^6 7s^2$	6,8	—
103	Lr	ლოურენსიუმი	$5f^{14} 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$	—	—

ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად ამ ელემენტების ატომებში (ლანთანიდების მსგავსად) ელექტრონებით ივსება ბოლოდან შიდა მესამე ელექტრონული შრის 5f-ორბიტალები. გარე და გარესწინა ელექტრონული შრეები უცვლელია, რაც მათი ქიმიური თვისებების დიდი სიახლოვის საფუძველს წარმოადგენს. ამასთან, 5f და 6d ელექტრონების ენერგეტიკული მდგომარეობები კიდევ უფრო ნაკლებად განსხვავებულია (შედარებით ლანთანიდებთან). ამიტომ აქტინიდების ოჯახის პირველ წევრებში 5f ელექტრონები ადვილად გადადიან 6d-ორბიტალებზე და შეუძლიათ მიიღონ მონაწილეობა ქიმიური ბმების წარმოქმნაში. ამის შედეგად ურანიდან დაწყებული f-ელემენტებში ძირითადი დამახასიათებელი ჟანგვითი რიცხვები იზრდება +4-დან +6-მდე. მომდევნო ელემენტებში ადგილი აქვს 5f მდგომარეობის სტაბილიზაციას, რის გამოც 5f-დან 6d მდგომარეობაში გადასვლა მოითხოვს ენერჯიის დიდ ხარჯს. ამიტომ ელემენტთა ჟანგვითი რიცხვები მცირდება +6-დან +3-მდე და მომდევნო ელემენტები ნაერთებში ავლენენ +3 ჟანგვითი რიცხვს.

აქტინიდები ყველა რადიოაქტიურია. ამათგან თორიუმი, პროტაქტინიუმი და ურანი გავრცელებულია ბუნებაში, რადგან მათ აქვთ დიდი ნახევარდაშლის პერიოდის მქონე იზოტოპები. მინიმალური რაოდენობით გვხვდება ბუნებაში ნეპტუნიუმი და პლუტონიუმი. დანარჩენები მიღებულია ხელოვნური გზით.

მიუხედავად ატომთა უმდგრადობისა, პირველი შვიდი ელემენტი მიღებულია მნიშვნელოვანი რაოდენობით თავისუფალ მდგომარეობაში და სხვადასხვა ნაერთის სახით.

მარტივი ნივთიერებების სახით აქტინიდები ქამიურად აქტიურებია. მათი უმრავლესობა ჰაერზე ჟანგბადით და აზოტით თანდათან იჟანგება. თორიუმი, ურანი და სხვები დიდი რაოდენობით შთანთქავენ წყალბადს ცვლადი (EH₃-დან

EH₄) შედგენილობის ჰიდრიდების წარმოქმნით. ბევრ მეტალთან წარმოქმნიან შენადნობებს. მეტალთა ძაბვის მწკრივში წყალბადამდე არიან მოთავსებული საკმაოდ დაშორებით, ამიტომ იჟანგებიან წყლით და მითუმეტეს მჟავებით. ტუტეებთან ჩვეულებრივ პირობებში არ მოქმედებენ.

თორიუმი დედამიწის ქერქში დაახლოებით 10⁻³ % (მასით) მისი მინერალები ყოველთვის ახლავს იშვიათ მიწათა მეტალების, ურანის და ზოგიერთი სხვა მეტალების მინერალებს. მისი ყველაზე მეტი რაოდენობის შემცველი მინერალია – მონაციტი.

UO₃ – მისი სამუხანგი ანუ ურანის ანჰიდრიდი (ნარინჯისფერი ფხვნილია) ამფოტერული ოქსიდია. მჟავებში გახსნისას მიიღება მარილები, რომლებშიც კაციონის როლში არის ურანილის იონად წოდებული UO₂²⁺ (მაგ., UO₂Cl₂).

ურანიდები შეფერილია მოყვითალო-მწვანედ და კარგად იხსნებიან წყალში. ამ მარილების წყალხსნარებზე ტუტის მოქმედებით მიიღება H₂UO₄ – ურანის მჟავას და დიურანის მჟავას H₂U₂O₇-ის მარილები: ურანატები და დიურანატები.

მაგ.: Na₂UO₄ – ნატრიუმის ურანატი და Na₂U₂O₇ ნატრიუმის დიურანატი.

ფიზიკური თვისებები: თავისუფალ მდგომარეობაში თორიუმი მოვერცხლის-ფროთეთრი მეტალია. ძნელადღებადია, ყველაზე დამახასიათებელი ჟანგვითი რიცხვი მისთვის +4-ია. მისი მნიშვნელოვანი ოქსიდია ThO₂. გამოიყენება ბირთვულ ტექნიკაში. ბუნებრივი თორიუმი ძირითადად შედგება ²³²₉₀Th იზოტოპისაგან, რომელიც ნეიტრონების მოქმედებით თითქმის მთლიანად გადადის ²³³₉₂U, რომელიც ბირთვული საწვავია.

ურანი აღმოჩენილ იქნა 1789წ. სუფთა სახით 1841წელს იქნა გამოყოფილი. ბუნებრივი ურანი სამი იზოტოპის ნარევი: ²³⁸₉₂U (99,3%), ²³⁵₉₂U (0,7%) და ²³⁴₉₂U (0,005%). მათი ნახევარდაშლის პერიოდებია: 4,5·10⁹, 7·10⁸ და 2,5·10⁵ წელი. ურანის უმნიშვნელოვანესი თვისებაა ნეიტრონების შთანთქმისას ბირთვების დაშლის უნარი, რასაც ახლავს უზარმაზარი რაოდენობით ენერჯის გამოყოფა. ურანის ეს თვისება გამოყენებულია ბირთვულ რეაქტორებში, რომლებიც ენერჯის წყაროს წარმოადგენს და აგრეთვე ის არის ატომური ბომბის მოქმედების საფუძველიც. ბირთვული ენერჯის მისაღებად გამოიყენება ²³⁵₉₂U და ²³³₉₂U. ²³⁸₉₂U-დან დებულობენ პლუტონიუმის ²³⁹₉₄Pu იზოტოპს, რომელიც გამოიყენება აგრეთვე ბირთვულ რეაქტორებში და ატომურ ბომბებში.

ურანი მრავალრიცხოვან ნაერთებს წარმოქმნის, რომლებშიც მისი ყველაზე დამახასიათებელი ჟანგვითი რიცხვია +6.

ლიტერატურა:

1. F. Albert Cotton, Geoffrey Wilkinson, Paul L. L. Gaus. Basic Inorganic Chemistry. Moscow. Jon Willey & Sons, Inc. New York e.a., 1995.
2. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия. М., Химия, 2004.
3. F. Cotton, G. Murilio, M. Bochmann. Advanced Inorganic Chemistry. Publ.: Willey-Interscience, 1999.
4. Дж. Хьюй. Неорганическая химия. Структура вещества и реакционная способность. М., 1987.
5. Глинка Л. Н. Общая химия. Л., Издательство «Интеграл-Пресс», 2005.
6. Synthetic coordination and organometallic chemistry. Ed.: by A.D. Garnovskii, B.I. Kharisov. New York. Marcel Dekker, 2003.
7. F. Cotton., G. Murilio, M. Bochmann. Advanced Inorganic Chemistry. Publ.: Willey-Interscience, 1999.
8. S.E. Mortimer. Modern Inorganic Chemistry. 2004.
9. ნ. ფირცხლავა. ზოგადი და არაორგანული ქიმიის შესავალი. თბილისის უნივერსიტეტის გამომცემლობა, 1985.
10. გ. ანდრონიკაშვილი, ო. მუკბანიანი, ბ. არზიანი, ლ. ბერიძე. ქიმია. თბილისის უნივერსიტეტის გამომცემლობა, 2004.
11. U. Kask, I.D. Rawn, General Chemistry. Wm C. Brown. Communications, Inc. 1993.
12. В.И. Спицын, Л.И. Мартиненко. Неорганическая химия. Ч.1. Издательство Московского государственного университета им. М.В. Ломоносова. Москва, 1991.
13. Я.А. Угай. Общая и неорганическая химия. Москва, Высшая школа. 1997.
14. შ. სიღამონიძე, გ. სიღამონიძე, ნ. თაყაიშვილი. მოლეკულური კლასტერები. გამომცემლობა „უნივერსალი“, 2005.
15. გიული ანდრონიკაშვილი და სხვ. ზოგადი და არაორგანული ქიმია. თელავის უნივერსიტეტის გამომცემლობა, 2008.
16. ც. მახათაძე, მ. ცინცაძე, ა. მამულაშვილი. კოორდინაციული ქიმიის საფუძვლები. გამომცემლობა “ტექნიკური უნივერსიტეტი”, თბილისი, 2000.

დანართი

მარილების, მჟავებისა და ფუძეების ხსნადობა წყალში

იონები	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺
OH ⁻		ხს	ხს	ხს	–	ხს	მხ	უ	უ	უ	–	უ	უ	უ	უ
NO ₃ ⁻	ხს	ხს	ხს	ხს	ხს	ხს	ხს	ხს	ხს	ხს	ხს	ხს	ხს	ხს	ხს
Cl ⁻	ხს	ხს	ხს	ხს	უ	ხს	ხს	ხს	ხს	ხს	ხს	მხ	ხს	ხს	ხს
S ²⁻	ხს	ხს	ხს	ხს	უ	–	–	–	უ	უ	უ	უ	უ	უ	–
SO ₃ ²⁻	ხს	ხს	ხს	ხს	მხ	მხ	მხ	მხ	მხ	–	–	უ	მხ	–	–
SO ₄ ²⁻	ხს	ხს	ხს	ხს	მხ	უ	მხ	ხს	ხს	ხს	ხს	უ	ხს	ხს	ხს
CO ₃ ²⁻	ხს	ხს	ხს	ხს	უ	უ	უ	უ	უ	–	–	უ	უ	–	–
SiO ₃ ²⁻	უ	–	ხს	ხს	უ	უ	უ	უ	უ	–	–	უ	უ	–	–
PO ₄ ³⁻	ხს	ხს	ხს	ხს	უ	უ	უ	უ	უ	უ	უ	უ	უ	უ	უ
CH ₃ COO ⁻	ხს	ხს	ხს	ხს	ხს	ხს	ხს	ხს	ხს	ხს	ხს	ხს	ხს	ხს	ხს

პირობითი აღნიშვნები: **ხს** – ხსნადი (1 გ-ზე მეტი 100 გ წყალში);
მხ – მცირედ ხსნადი (0,001 გ-დან 0,1 გ-მდე 100 გ წყალში);
უ – უხსნადი (0,001 გ-ზე ნაკლები 100 გ წყალში);
„–“ – იშლება წყლით ან არ არსებობს.

დ.ი. მენდელეევის პერიოდული სისტემა

s ელემენტები p ელემენტები VIII
18

1	1
1s	1 H 1.0079

პერიოდის ნომერი
საგვერდო ელემენტების

1	1
1s	1 H 1.0079

ატომური, ნომერი
სასველე რიცხვი
სიმბოლო
ატომური მასა

1	I		II											III	IV	V	VI	VII	VIII	18						
2		3 Li 6.941	4 Be 9.0122											5 B 10.811	6 C 12.0112	7 N 14.0067	8 O 15.9994	9 F 18.9984	10 Ne 20.179							
3		11 Na 22.989	12 Mg 24.305	d სერის გარდამავალი ელემენტები										13 Al 26.9815	14 Si 28.086	15 P 30.9738	16 S 32.064	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948							
4	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18										
4s3d4p	19 K 39.098	20 Ca 40.08	21 Sc 44.956	22 Ti 47.90	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938	26 Fe 55.847	27 Co 58.933	28 Ni 58.71	29 Cu 63.546	30 Zn 65.38	31 Ga 69.723	32 Ge 72.59	33 As 74.922	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.80								
5	37 Rb 85.468	38 Sr 87.62	39 Y 88.905	40 Zr 91.22	41 Nb 92.906	42 Mo 95.94	43 Tc (99)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.905	46 Pd 106.4	47 Ag 107.868	48 Cd 112.40	49 In 114.82	50 Sn 118.69	51 Sb 121.75	52 Te 127.60	53 I 126.904	54 Xe 131.30								
6	55 Cs 132.905	56 Ba 137.34	57 La 138.91	72 Hf 178.49	73 Ta 180.948	74 W 183.85	75 Re 186.2	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.09	79 Au 196.967	80 Hg 200.59	81 Tl 204.37	82 Pb 207.19	83 Bi 208.980	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)								
7	87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	104 Unq (261)	105 Unp (262)	106 Unh (263)	107 Uns (263)	108 Uno (263)	109 Une (263)																	

f სერის გარდამავალი ელემენტები

	4f																													
ლანთანიდები	↔	58 Ce 140.12	59 Pr 140.907	60 Nd 144.24	61 Pm 144.913	62 Sm 150.35	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.925	66 Dy 162.50	67 Ho 164.930	68 Er 167.26	69 Tm 168.934	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97															
აქტინიდები	↔	90 Th 232.038	91 Pa (231)	92 U 238.03	93 Np (237)	94 Pu 244.064	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf 242.058	99 Es (254)	100 Fm 257.095	101 Md 258.10	102 No 259.101	103 Lr 260.105															

