

თენგიზ წიგწივაძე
რეზო კლდიაშვილი, ნოდარ ჩიგოგიძე

არაორგანულ ნაერთთა
ძირითადი კლასები

„ტექნიკური უნივერსიტეტი“

საქართველოს ტექნიკური უნივერსიტეტი

თენგიზ წიგწივაძე
რეზო კლდიაშვილი, ნოდარ ჩიგოგიძე

არაორგანულ ნაერთთა
ძირითადი კლასები

დამტკიცებულია სახელმძღვანელოდ
სტუ-ის სარედაქციო-საგამომცემლო
საბჭოს მიერ ოქმი №

2016
თბილისი

შესავალი

ზოგადად, ნივთიერება, შედგენილობის მიხედვით, არსებობს **მარტივი** (ელემენტარული) და **რთული**.

მარტივი ნივთიერება შედგება ერთი ელემენტისგან, რთული ნივთიერების შედგენილობაში შედის ორი ან მეტი ელემენტი.

თავის მხრივ, მარტივი ნივთიერებები იყოფა მეტალებად და არამეტალებად (მეტალოიდებად).

მეტალი ხასიათდება „მეტალური“ ბზინვარებით, წვეადობით, იგლინება ფურცლებად, იჭიმება მავთულად, კარგი სითბო- და ელექტროგამტარია; ოთახის ტემპერატურაზე ყველა მეტალი (ვერცხლისწყლის გარდა) მყარ მდგომარეობაშია.

არამეტალს (მეტალოიდს) არ ახასიათებს მეტალური ბზინვა, იგი მყიფეა, ცუდად ატარებს სითბოს და ელექტრობას. ზოგიერთი არამეტალი (მეტალოიდი), ჩვეულებრივ პირობებში, აირად მდგომარეობაშია.

რთული ნივთიერებები იყოფა ორგანულ და არაორგანულ ნივთიერებებად: მიღებულია, ორგანულს ეწოდოს ნახშირბადის ნაერთები (ნახშირბადის უმარტივესი ნაერთები – CO , CO_2 , H_2CO_3 და კარბონატები, HCN და ციანიდები, კარბიდები და ზოგიერთი სხვ., ჩვეულებრივ განიხილება არაორგანული ქიმიის კურსში); ყველა დანარჩენ ნივთიერებას ეწოდება არაორგანული (ზოგჯერ მინერალური).

რთული ნივთიერებები იყოფა კლასებად ან შედგენილობის (ელემენტის, ანუ ბინარული, ნაერთები და მრავალელემენტის ნაერთები; ჟანგბადშემცველი, აზოტშემცველი და ა.შ.), ან ქიმიური თვისებების, ე.ი. ფუნქციების (ფუძურ-მჟავური, ჟანგვა-აღდგენითი და ა.შ.) მიხედვით, რომლებსაც ეს ნივთიერებები ახორციელებს ქიმიურ რეაქციებში, – მათი ფუნქციური ნიშნის მიხედვით.

მნიშვნელოვან ბინარულ ნაერთებს მიეკუთვნება ქიმიურ ელემენტთა ნაერთები ჟანგბადთან (ოქსიდები – Na_2O , CaO , Al_2O_3 , CO_2 , SiO_2 და ა.შ.), ჰალოგენებთან (ჰალოგენიდები ანუ ჰალოიდები – $NaCl$, KBr , CaF_2 , MgI_2 , $FeCl_2$ და ა.შ.), აზოტთან (ნიტრიდები – Li_3N , Na_3N , Mg_3N_2 , Ca_3N_2 , AlN და ა.შ.), ნახშირბადთან (კარბიდები – CaC_2 , Fe_3C , Al_4C_3 , Mn_3C და ა.შ.). წყალბადთან (ჰიდრიდები - LiH , KH , MgH_2 , CaH_2 , AlH_3 და ა.შ.). ბინარული ნაერთების ფორმულებში პირველი იწერება ნაკლებელექტროუარყოფითი

ელემენტის სიმბოლო (ამ წესიდან მნიშვნელოვანი გამონაკლისია აზოტის ნაერთები წყალბადთან – ამიაკი NH_3 და ჰიდრაზინი N_2H_4 , რომლებშიც მიღებულია პირველი დაიწეროს უფრო ელექტროუარყოფითი აზოტის სიმბოლო), მაგალითად, Ag_2O – ვერცხლის ოქსიდი, OF_2 – ჟანგბადის ფთორიდი (ფთორი – უფრო ელექტროუარყოფითი ელემენტია, ვიდრე ჟანგბადი), KBr – კალიუმის ბრომიდი, Mg_3N_2 – მაგნიუმის ნიტრიდი, CaC_2 – კალციუმის კარბიდი (მაგრამ სახელწოდება არამეტალის წყალბადური ნაერთისა, რომელიც ხასიათდება მჟავური თვისებებით, წარმოიქმნება იმავე წესით, რომელიც მიღებულია მჟავებისთვის, – იხ. ქვემოთ).

თუ ნაკლებ ელექტროუარყოფითი ელემენტი იქნება განსხვავებულ ჟანგვით მდგომარეობაში, მაშინ მისი სახელწოდების შემდეგ ფრჩხილებში მიუთითებენ მის ჟანგვის ხარისხს რომაული ციფრებით.¹ მაგ., Cu_2O – სპილენძ(I)-ის ოქსიდი, CuO – სპილენძ(II)-ის ოქსიდი, CO – ნახშირბად(II)-ის ოქსიდი, CO_2 – ნახშირბად(IV)-ის ოქსიდი, SF_6 – გოგირდ(VI)-ის ფთორიდი. შეიძლება, აგრეთვე, ჟანგვის ხარისხის ნაცვლად დაიწეროს ბერძნული თავსართი – მონო, დი, ტრი, ტეტრა, პენტა, ჰექსა და ა.შ. უფრო ელექტროუარყოფითი ელემენტისა ნაერთის ფორმულაში: CO – ნახშირბადის მონოქსიდი, CO_2 – ნახშირბადის დიოქსიდი, SF_6 – გოგირდის ჰექსაფთორიდი.

ქიმიური ელემენტების ურთიერთქმედების შედეგად წარმოიქმნება ქიმიური ნაერთები (რთულ ნივთიერებები). რთული ნივთიერებები, თავის მხრივ, იყოფა არაორგანულ და ორგანულ ნივთიერებებად. მოცემულ შემთხვევაში განვიხილავთ არაორგანულ ნივთიერებებს.

ნივთიერებათა კლასიფიკაცია აადვილებს მათ შესწავლას. ნაერთთა კლასების თავისებურებათა ცოდნის საფუძველზე შესაძლებელია მათი ცალკეული წარმომადგენლის დახასიათება.

არაორგანულ ნაერთთა ძირითადი კლასებია: **ოქსიდები, მჟავები, ფუძეები და მარილები.**

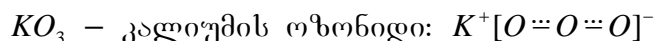
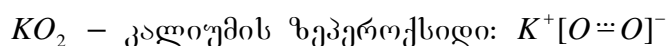
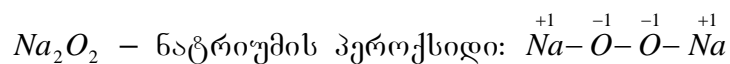
¹ დღეისათვის მიღებულია IUPAC-ის (International Union of Pure and Applied Chemistry – თეორიული და გამოყენებითი ქიმიის საერთაშორისო კავშირი) მიერ შემუშავებული ნომენკლატურა.

I თავი. ოქსიდი

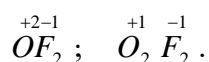
ოქსიდი არის ნაერთი, წარმოქმნილი ორი ელემენტის ატომებისგან, რომელთაგან ერთ-ერთი ჟანგბადია -2 ჟანგვის ხარისხით. ოქსიდს წარმოქმნის ყველა ელემენტი სამი ინერტული აირის – ჰელიუმის (*He*), ნეონის (*Ne*) და არგონის (*Ar*) გარდა.

ოქსიდების უმეტესობა მიიღება მარტივი ნივთიერებების შეერთებით, ნაწილი კი – არაპირდაპირი გზით.

ოქსიდებს მიეკუთვნება ელემენტისა და ჟანგბადის ყველა ნაერთი, მაგალითად, Na_2O , Fe_2O_3 , P_2O_5 (P_4O_{10}), გარდა ჟანგბადშემცველი ნაერთისა, რომელშიც ჟანგბად-ატომები ერთმანეთთან დაკავშირებულია ქიმიური ბმებით (პეროქსიდი, ზეპეროქსიდი, ოზონიდი), მაგალითად,



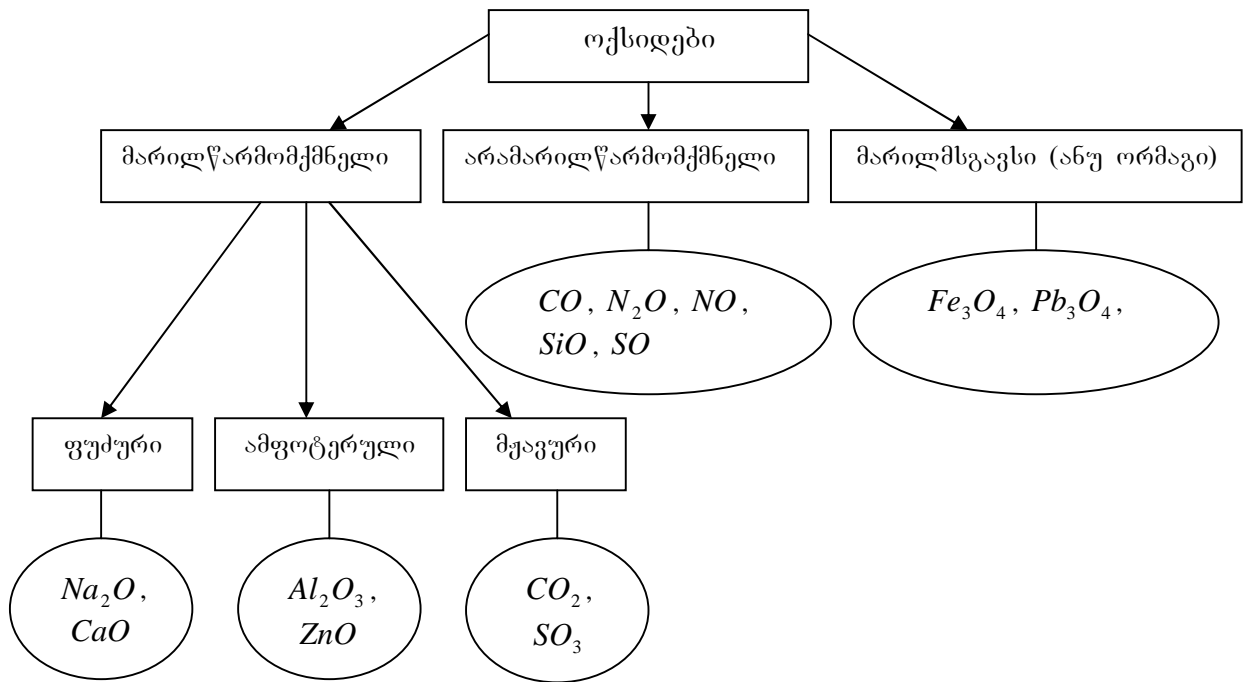
და ჟანგბადთან ფთორის ნაერთები (OF_2, O_2F_2), რომლებსაც ეწოდება არა ფთორის ოქსიდები, არამედ ჟანგბადის ფთორიდები, რადგან მათში ჟანგბადის ჟანგვის ხარისხი დადებითია:



1.1. ოქსიდთა კლასიფიკაცია და ქიმიური თვისებების ცვლილებათა კანონზომიერებანი

1.1.1. ოქსიდთა კლასიფიკაცია ქიმიური თვისებებით

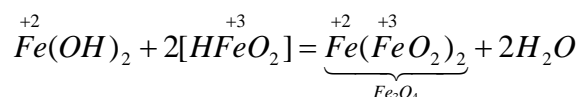
ქიმიური თვისებების მიხედვით ოქსიდები იყოფა შემდეგ ტიპებად:



არამარილწარმოქმნელი ეწოდება ოქსიდს, რომელსაც არ შეესაბამება არც მჟავა და არც ფუძე, მაგალითად, CO , N_2O , NO , SiO , SO და სხვ.

მარილმსგავსი ოქსიდი ეწოდება ორმაგ ოქსიდს, რომლის შედგენილობაში, ჟანგბადთან ერთად, შედის მხოლოდ ერთი მეტალის ატომები ჟანგვის სხვადასხვა ხარისხში.

მეტალი, რომელიც ნაერთში ავლენს ჟანგვის სხვადასხვა ხარისხს, წარმოქმნის ორმაგ ანუ მარილმსგავს ოქსიდს. მაგალითად, Pb_3O_4 , Fe_3O_4 , Mn_3O_4 (ამ ოქსიდთა ფორმულები შეიძლება ასეც დაიწეროს: $2PbO \cdot PbO_2$; $FeO \cdot Fe_2O_3$; $MnO \cdot Mn_2O_3$). $Fe_3O_4 \rightarrow FeO \cdot Fe_2O_3$ წარმოადგენს ფუძურ ოქსიდს, ქიმიურად დაკავშირებულს ამფოტერულ ოქსიდთან Fe_2O_3 , რომელიც მოცემულ შემთხვევაში ავლენს მჟავური ოქსიდის თვისებებს. Fe_3O_4 ფორმალურად შეიძლება განვიხილოთ, როგორც მარილი, წარმოქმნილი $Fe(OH)_2$ ფუძით და $[HFeO_2]$ მჟავით, რომელიც არ არსებობს ბუნებაში:



ტყვია (IV)-ის ოქსიდის ჰიდრატიდან $PbO_2 \cdot 2H_2O \equiv H_4PbO_4$, როგორც მჟავადან, და $Pb(OH)_2$ -დან, როგორც ფუძიდან, შეიძლება მივიღოთ ორი ორმაგი ოქსიდი – Pb_2O_3 და Pb_3O_4 (სურინჯი), რომლებიც შეიძლება განვიხილოთ,

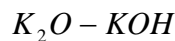
როგორც მარილები. პირველი წარმოადგენს მეტატყვიის მჟავას (H_2PbO_3) ტყვიის მარილს, ხოლო მეორე – ორთოტყვიის მჟავას (H_4PbO_4) მარილს.

ოქსიდებს შორის, განსაკუთრებით d -ელემენტების ოქსიდებს შორის, ბევრია ცვლადი შედგენილობის (ბერტოლიდები) ოქსიდები, რომლებშიც უანგბადის შემცველობა არ შეესაბამება სტექიომეტრულ შედგენილობას და იცვლება საკმაოდ ფართო საზღვრებში, მაგალითად, ტიტან(II)-ის ოქსიდის TiO შედგენილობა იცვლება $TiO_{0,65} - TiO_{1,25}$ საზღვრებში.

მარილწარმოქმნელი ოქსიდი ეწოდება ოქსიდს, რომელიც წარმოქმნის მარილს.

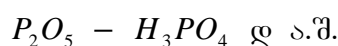
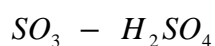
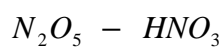
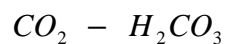
ამ ტიპის ოქსიდები იყოფა სამ კლასად: **ფუძური, ამფოტერული და მჟავური ოქსიდები.**

ფუძური ოქსიდი ეწოდება ოქსიდს, რომლის ელემენტი მარილის ან ფუძის წარმოქმნის დროს ხდება კატიონი, ან კიდევ, ოქსიდს, რომელიც ურთიერთქმედებს მჟავასთან მარილისა და წყლის წარმოქმნით, ფუძური ოქსიდი, ეწოდება. ასეთი სახელწოდება ამ ტიპის ოქსიდმა მიიღო იმის გამო, რომ თითოეულ ფუძურ ოქსიდს შეესაბამება ფუძე-ჰიდრატირებული ოქსიდი (ჰიდროქსიდი):



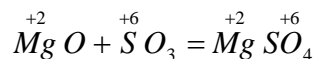
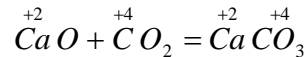
ფუძურ ოქსიდს (Na_2O , K_2O , CaO , MgO , FeO , CuO , BaO , CrO , MnO და ა.შ.) წარმოქმნის მხოლოდ მეტალი.

მჟავური ოქსიდი ეწოდება ოქსიდს, რომლის ელემენტი მარილის ან მჟავას წარმოქმნის დროს შედის ანიონის შედგენილობაში. ან კიდევ, ოქსიდს, რომელიც ურთიერთქმედებს ფუძესთან მარილისა და წყლის წარმოქმნით, მჟავური ოქსიდი ეწოდება. ასეთი სახელწოდება ამ ტიპის ოქსიდმა მიიღო იმის გამო, რომ თითოეულ მჟავურ ოქსიდს შეესაბამება მჟავა-ჰიდროქსიდი (თუმცა ეს სახელწოდება მჟავების შემთხვევაში არ იხმარება):

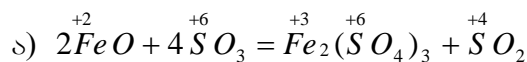


ამფოტერული ოქსიდი ეწოდება ოქსიდს, რომლის ელემენტს, რეაქციის პირობებზე დამოკიდებულებით, შეუძლია გამოავლინოს როგორც მჟავური ოქსიდის, ასევე ფუძური ოქსიდის თვისებები, ე.ი. აქვს ორმაგი (ამფოტერული) ბუნება. ამ ტიპის ოქსიდებს მიეკუთვნება – BeO , ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , Fe_2O_3 და ა.შ.

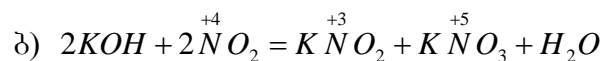
მარილების წარმოქმნისას ოქსიდწარმოქმნელი ელემენტების ჟანგვის ხარისხი არ იცვლება, მაგალითად,



თუ მარილების წარმოქმნის დროს ხდება ოქსიდწარმოქმნელ ელემენტთა ჟანგვის ხარისხის ცვლილება, მაშინ მიღებული მარილები უნდა მიეკუთვნოს სხვა მჟავათა ან ფუძეთა მარილებს, მაგალითად,



$Fe_2(SO_4)_3$ წარმოადგენს გოგირდმჟავასა (H_2SO_4) და რკინა(III)-ის ჰიდროქსიდისგან – $Fe(OH)_3$ წარმოქმნილ მარილს, რომელსაც შეესაბამება Fe_2O_3 ოქსიდი.



წარმოქმნილი მარილები არის აზოტოვანი მჟავას (HNO_2^{+3}) და აზოტმჟავას (HNO_3^{+5}) მარილები, რომლებსაც შეესაბამება ოქსიდები $N_2^{+3}O_3$ და $N_2^{+5}O_5$.

1.1.2. ოქსიდის თვისებების ცვლილების კანონზომიერებანი

ელემენტის ჟანგვის ხარისხის გაზრდა და მისი რადიუსის შემცირება (ამ დროს ხდება ეფექტური უარყოფითი მუხტის შემცირება ჟანგბადის ატომზე – u_o) შესაბამის ოქსიდს გადააქცევს უფრო მჟავურ ოქსიდად. ეს ხსნის ოქსიდების თვისებათა ცვლილების კანონზომიერებას – ფუძური ოქსიდიდან ამფოტერულსკენ და შემდგომ მჟავური ოქსიდისკენ.

ა) ერთ პერიოდში ელემენტთა ატომური ნომრის ზრდას შეესაბამება ოქსიდთა მჟავური თვისებების და მათი შესაბამისი მჟავების გაძლიერება (ცხრ. 1).

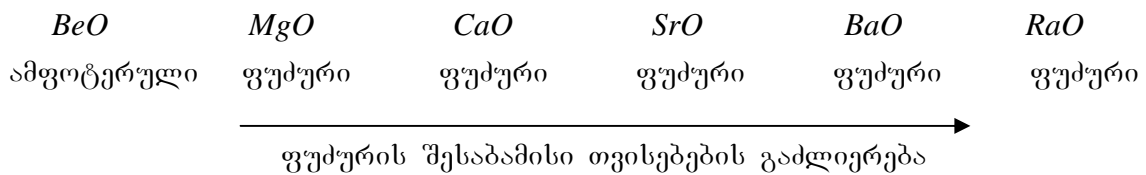
Na_2O ფუძური ოქსიდი, ძლიერი ფუძის	MgO ფუძური ოქსიდი, სუსტი ფუძის	Al_2O_3 ამფოტერული ოქსიდი, ამფოტერული ჰიდროქსიდის	SiO_2 მჟავური ოქსიდი, ძალიან სუსტი მჟავის	P_4O_{10} მჟავური ოქსიდი, საშუალო ძალის მჟავის	SO_3 მჟავური ოქსიდი, ძლიერი მჟავის	Cl_2O_7 მჟავური ოქსიდი, ძლიერი მჟავის
---	--	---	--	---	--	---

ცხრილი 1

**ოქსიდთა თვისებების ფუძურ-მჟავური დამოკიდებულება
ჟანგბადის ატომის ეფექტურ მუხტზე**

ოქსიდი	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_4O_{10}	SO_3	Cl_2O_7
ეფექტური მუხტი, μ_o	-0,81	-0,42	-0,31	-0,23	-0,13	-0,06	-0,01
ოქსიდის ფუძურ-მჟავური თვისებები	ფუძური თვისებები	ფუძური თვისებები	ამფოტერული თვისებები	მჟავური თვისებები			

ბ) პერიოდული სისტემის მთავარ ქვეჯგუფებში ერთი ელემენტიდან მეორეზე ზემოდან ქვემოთ გადასვლის დროს შეიმჩნევა ოქსიდთა ფუძური თვისებების გაძლიერება:



გ) ელემენტის ჟანგვის ხარისხის გაზრდასთან ერთად ოქსიდის მჟავური თვისებები ძლიერდება და ფუძური თვისებები სუსტდება (ცხრ. 2):

ცხრილი 2

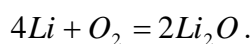
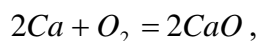
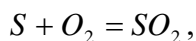
**ფუძურ-მჟავური თვისებების დამოკიდებულება
მეტალბის ჟანგვის ხარისხზე**

^{+2}CrO ფუძური ოქსიდი	$^{+3}Cr_2O_3$ ამფოტერული ოქსიდი	-	$^{+6}CrO_3$ მჟავური ოქსიდი	-
^{+2}FeO ფუძური ოქსიდი	$^{+3}Fe_2O_3$ ამფოტერული ოქსიდი	-	-	-
^{+2}MnO ფუძური ოქსიდი	$^{+3}Mn_2O_3$ ამფოტერული ოქსიდი, ფუძური თვისებების მეტობით	$^{+4}MnO_2$ ამფოტერული ოქსიდი, ფუძური თვისებების მეტობით	$^{+6}MnO_3$ მჟავური ოქსიდი	$^{+7}Mn_2O_7$ მჟავური ოქსიდი

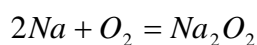
1.2. ოქსიდის მიღების ხერხები

ოქსიდის შეიძლება მივიღოთ სხვადასხვა ქიმიური რეაქციის შედეგად.

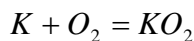
1. მარტივი ნივთიერებისა (ოქროს, პლატინისა და ინერტული აირების გამოკლებით), და ჟანგბადის ურთიერთქმედებით:



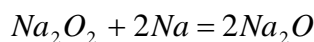
სხვა ტუტე მეტალების ჟანგბადში წვის დროს წარმოიქმნება პეროქსიდები:



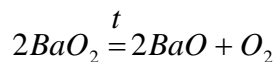
ან ზეპეროქსიდები:



ამ მეტალთა ოქსიდები შეიძლება მივიღოთ პეროქსიდის (ან ზეპეროქსიდის) ურთიერთქმედებით შესაბამის მეტალთან:

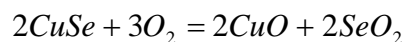
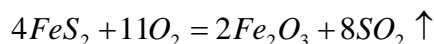


ან მათი თერმული დაშლის დროს:

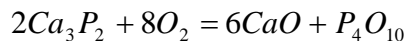
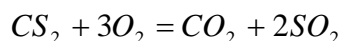
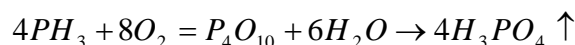


2. ბინარული ნაერთების ჟანგბადში წვის შედეგად:

ა) ქალკოგენიდების გამოწვით:

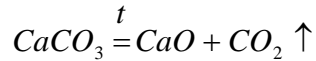


ბ) ფოსფინის, გოგირდნახშირბადის და ფოსფიდების დაწვით:



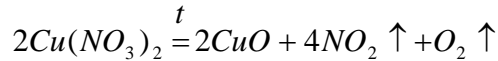
3. მარილების თერმული დაშლით:

ა) კარბონატები:

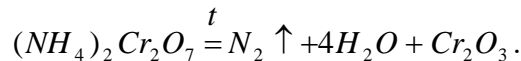
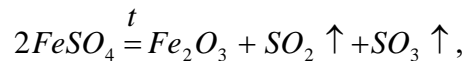
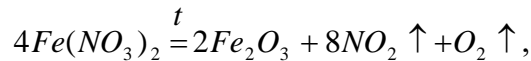


ტუტე მეტალების კარბონატები (ლითიუმის კარბონატის გამოკლებით) დნება დაშლის გარეშე.

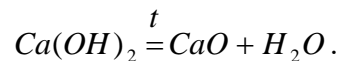
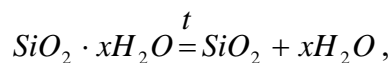
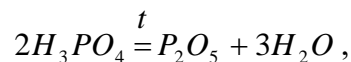
ბ) ნიტრატები:



გ) თუ მარილი წარმოქმნილია მეტალის კატიონით, რომელიც ავლენს ჟანგვის სხვადასხვა ხარისხს და მუავას ანიონით, რომელიც ხასიათდება მჟანგავი თვისებებით, შეიძლება წარმოიქმნას ოქსიდები, ელემენტების სხვა ჟანგვის ხარისხით, მაგალითად:



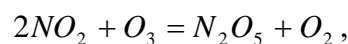
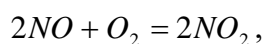
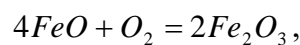
4. ჟანგბადშემცველი მუავასა და ფუძის თერმული დაშლა იწვევს ოქსიდისა და წყლის წარმოქმნას:

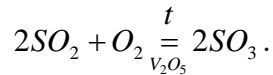


ტუტე მეტალების ჰიდროქსიდები დნება დაშლის გარეშე.

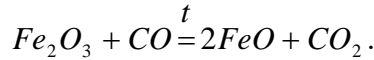
5. თუ ქიმიური ელემენტი თავის ნაერთებში ავლენს სხვადასხვა ჟანგვის ხარისხს და წარმოქმნის რამდენიმე ოქსიდს, მაშინ:

ა) დაბალი ოქსიდის ჟანგვის დროს შეიძლება მივიღოთ ოქსიდი, რომელშიც შესაბამის ელემენტს ექნება ჟანგვის უფრო მაღალი ხარისხი:

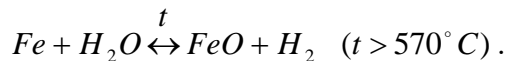




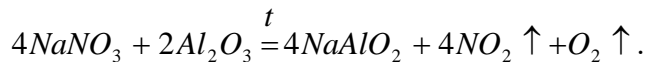
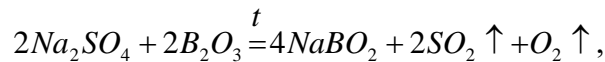
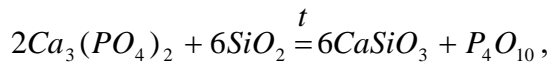
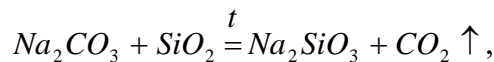
ბ) და, ანალოგიურად, მაღალი ოქსიდების აღდგენის დროს შეიძლება მივიღოთ დაბალი ოქსიდები:



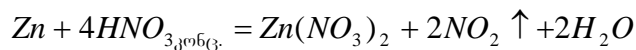
6. ზოგიერთ მეტალს, რომელიც ძაბვათა მწკრივში დგას წყალბადამდე, შეუძლია, მაღალი ტემპერატურის დროს, წყლიდან გამოაძევეს წყალბადი. ამ დროს აგრეთვე წარმოიქმნება მეტალის ოქსიდი:



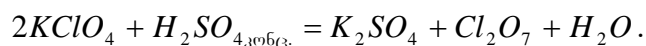
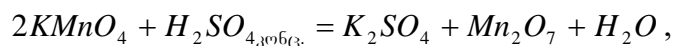
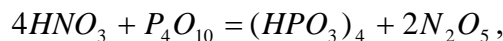
7. მარილის მჟავურ ოქსიდთან გახურების შემთხვევაში რეაქციის მიმართულება დამოკიდებულია ოქსიდის ფარდობით აქროლადობაზე – ნაკლებაქროლადი ოქსიდი გამოაძევეს მარილიდან უფრო აქროლად ოქსიდს:



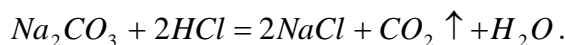
8. მეტალის ურთიერთქმედებისას მუანგავ-მჟავებთან ხდება მჟავაწარმოქმნელი ელემენტის ნაწილობრივი აღდგენა ოქსიდის წარმოქმნით:



9. წყალწამრთმევი ნივთიერების მოქმედებისას მჟავასა ან მარილზე:



10. სუსტი არამდგრადი მჟავას მარილის ურთიერთქმედებით ძლიერი მჟავას ხსნართან:



1.3. ოქსიდის ფიზიკური თვისებები

ოქსიდი არსებობს სამივე აგრეგატულ მდგომარეობაში:

აირადი ოქსიდი – SO_2 , CO_2 , NO , N_2O , Cl_2O და სხვ.,

თხევადი ოქსიდი – N_2O_3 , SO_3 , Cl_2O_7 , Mn_2O_7 და სხვ.,

მყარი ოქსიდი – P_2O_3 , P_2O_5 , SiO_2 , SeO_2 , TeO_2 და სხვ.

ზოგი ოქსიდი უფეროა, მაგალითად, CO , CO_2 , NO , N_2O და ა.შ., ზოგი კი შეფერილი: N_2O_3 – ლურჯი, Cr_2O_3 – მწვანე, NO_2 – მურა წითელი, CuO – შავი, Fe_2O_3 – წითელი, Al_2O_3 – თეთრი.

ოქსიდის დუდილისა და დნობის ტემპერატურები იცვლება ფართო ინტერვალში. ოთახის ტემპერატურაზე ოქსიდს, კრისტალური მესრის ტიპზე დამოკიდებულებით, როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, შეუძლიათ ყოფნა სხვადასხვა აგრეგატულ მდგომარეობაში. ეს განისაზღვრება ქიმიური ბმის ბუნებით, რომელიც შეიძლება იყოს იონური ან კოვალენტურ-პოლარული.

ოქსიდი, რომელიც წარმოქმნის მოლეკულურ კრისტალურ მესერს, ოთახის ტემპერატურაზე, იმყოფება აირად ან თხევად მდგომარეობებში. მოლეკულების პოლარობის გაზრდით დნობისა და დუდილის ტემპერატურები იზრდება (ცხრ. 3).

ცხრილი 1.

ზოგიერთი ოქსიდის დნობისა და დუდილის ტემპერატურები

	CO_2	CO	SO_2	ClO_2	SO_3	Cl_2O_7	H_2O
$T_{დნ}, ^\circ C$	-78 ($T_{აქროლვა}$)	-205	-75,46	-59	16,8	-93,4	0
$T_{დუღ}, ^\circ C$		-191,5	-10,1	9,7	44,8	87	100

ოქსიდი, რომელიც წარმოქმნის იონურ კრისტალურ მესერს, მაგალითად, CaO , BaO და სხვ. მყარი ნივთიერებებია, დნობის მაღალი ტემპერატურით ($>1000^\circ C$).

ზოგიერთ ოქსიდში ბმა კოვალენტურ-პოლარულია. ისინი წარმოქმნიან კრისტალურ მესრებს, სადაც ელემენტის ატომები შეკავშირებულია ჟანგბადის რამდენიმე „ხიდური“ ატომით და რეალიზებულია უსასრულო

სამგანზომილებიანი ქსელი, მაგალითად, Al_2O_3 , SiO_2 , TiO_2 , BeO , და ამ ოქსიდებს აქვთ ძალიან მაღალი დნობის ტემპერატურა.

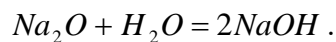
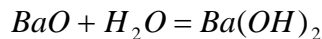
1.4. ოქსიდის ქიმიური თვისებები

1.4.1. ფუძური ოქსიდი

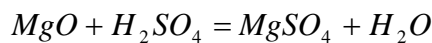
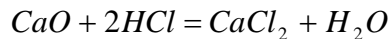
ფუძურ ოქსიდს მიეკუთვნება:

- პირველი ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის (ტუტე მეტალები $Li - Fr$),
- მეორე ჯგუფის მთავარი ქვეჯგუფის, დაწყებული მაგნიუმიდან ($Mg - Ra$),
- ოქსიდები გარდამავალი მეტალებისა ჟანგვის დაბალი ხარისხით, მაგალითად, MnO , FeO .

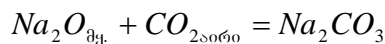
1. აქტიური მეტალის (ტუტე და ტუტემიწათა მეტალები, დაწყებული კალციუმიდან) ოქსიდი ჩვეულებრივ პირობებში უშუალოდ ურთიერთქმედებს წყალთან, წარმოქმნის ჰიდროქსიდს, რომელიც წარმოადგენს ძლიერ, წყალში ხსნად ფუძეს – ტუტეს, მაგალითად,



2. ფუძური ოქსიდი ურთიერთქმედებს მჟავასთან და წარმოქმნის მარილს:



3. მარილი წარმოიქმნება აგრეთვე მისი ურთიერთქმედებით მჟავურ ოქსიდთან:

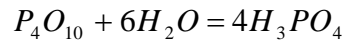
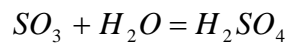


1.4.2. მჟავური ოქსიდი

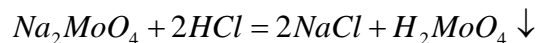
არამეტალის (მეტალოიდის) მრავალი ოქსიდი არის მჟავური ოქსიდი (CO_2 , SO_3 , P_4O_{10} და სხვ.). გარდამავალი მეტალის (უმადლესი ჟანგვის ხარისხით)

ოქსიდი უმეტესწილად ავლენს ასევე მჟავური ოქსიდის თვისებებს, მაგალითად, CrO_3 , V_2O_5 , Mn_2O_7 და სხვ.

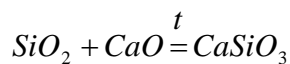
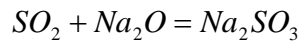
1. მჟავური ოქსიდი რეაგირებს წყალთან შესაბამისი მჟავას წარმოქმნით:



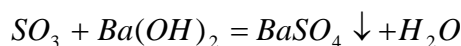
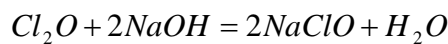
ზოგიერთი ოქსიდი, მაგალითად, SiO_2 , MoO_3 და სხვა უშუალოდ წყალთან არ ურთიერთქმედებს და მათი შესაბამისი მჟავები მიიღება არაპირდაპირი გზით:



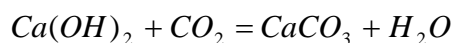
2. მჟავური ოქსიდის ურთიერთქმედებით ფუძურ ოქსიდთან წარმოიქმნება მარილი:



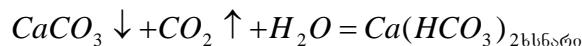
3. მარილი წარმოიქმნება აგრეთვე მჟავური ოქსიდის ფუძესთან რეაგირებით:



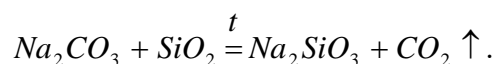
თუ მჟავური ოქსიდი არის მრავალფუძიანი მჟავას ანჰიდრიდი, მაშინ რეაქციაში მონაწილე ფუძისა და მჟავური ოქსიდის ფარდობაზე დამოკიდებულებით, შეიძლება წარმოიქმნას საშუალო



ან მჟავური მარილი



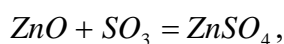
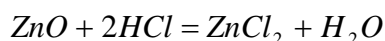
4. ნაკლებაქროლადი ოქსიდი მარილიდან გამოაძევეს აქროლად ოქსიდს. მაგალითად,



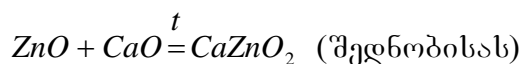
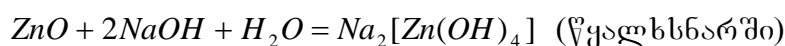
14.3. ამფოტერული ოქსიდი

ამფოტერულობა (ბერძ. amphoteros – ერთიც და მეორეც) არის ზოგიერთი ქიმიური ელემენტისა (*Be, Zn, Al, Cr* და სხვ.) და მისი ნაერთის (ოქსიდები, ჰიდროქსიდები, ამინომჟავები) უნარი გამოავლინოს როგორც მჟავური, ისე ფუძური თვისებები, რეაქციაში მონაწილე მეორე რეაგენტის თვისებებზე დამოკიდებულებით.

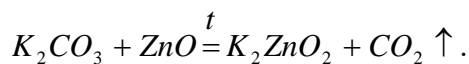
ერთი და იგივე ნივთიერება (მაგ., ZnO), ძლიერ მჟავასთან ან მჟავურ ოქსიდთან რეაგირებისას, ავლენს ფუძური ოქსიდის თვისებებს. მაგალითად,



ხოლო ძლიერ ფუძესთან ან ფუძურ ოქსიდთან უერთიერთქმედების დროს – მჟავური ოქსიდის თვისებებს. მაგალითად,



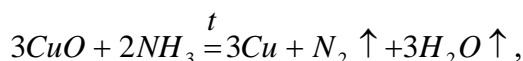
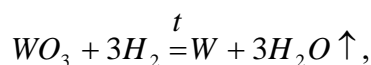
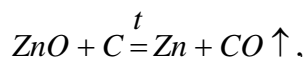
ამფოტერულ ოქსიდს შეუძლია მარილიდან გამოაძევეს აქროლადი ოქსიდი. მაგალითად,

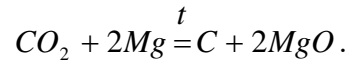
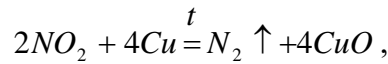
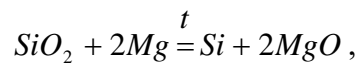
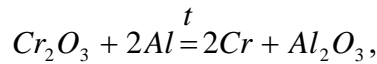
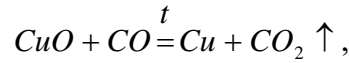
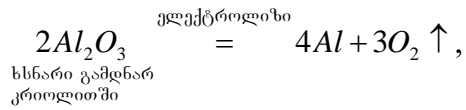
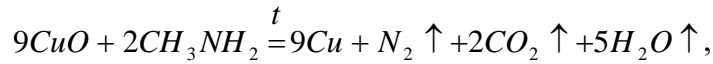
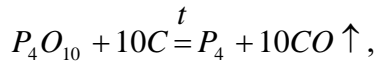


15. ოქსიდის ზოგადქიმიური თვისებები

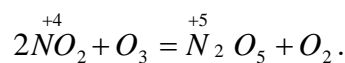
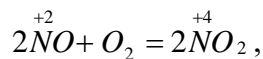
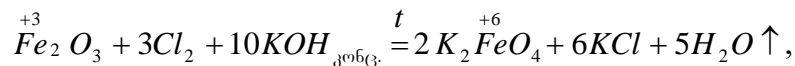
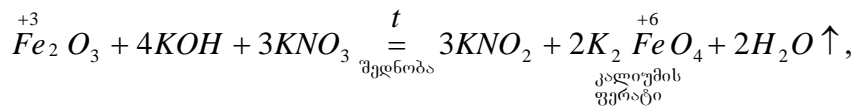
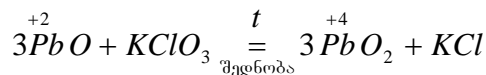
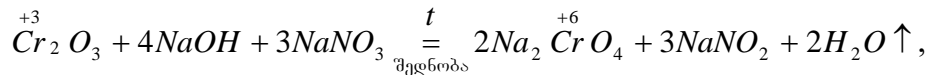
ოქსიდს შეუძლია მონაწილეობა მიიღოს ჟანგვა-აღდგენის რეაქციებში, რომლებიც იწვევს მოცემული ელემენტის ჟანგვის ხარისხის ცვლილებას.

1. ოქსიდის აღდგენა. აღმდგენები (C, CO, H_2, CH_4 და აქტიური მეტალები, ისეთები როგორიცაა Mg, Al) გახურებისას ოქსიდიდან აღადგენს მრავალ ელემენტს მარტივ ნივთიერებამდე. მაგალითად,

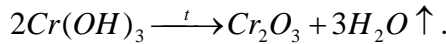
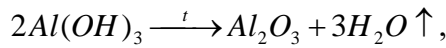




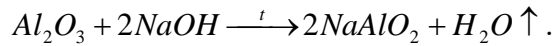
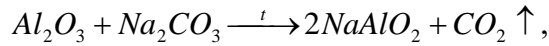
2. ოქსიდის ჟანგვა. ცვალებადი ჟანგვის ხარისხის მქონე ელემენტთა ოქსიდები შეიძლება მონაწილეობდნენ ისეთ რეაქციებში, რომლებიც იწვევს მოცემული ელემენტის ჟანგვის ხარისხის ამაღლებას. მაგალითად,



3. ოქსიდის პასივაცია. პიდროქსიდის თერმული დაშლა მაღალ ტემპერატურაზე ($>1000^\circ C$) იწვევს ოქსიდის წარმოქმნას ქიმიურად ნაკლებაქტიური ფორმით:



ამ გზით მიღებული ოქსიდი არ იხსნება არც წყალში, არც მჟავაში და არც ტუტეში. მათი გადაყვანა ხსნად ფორმაში შეიძლება მხოლოდ შედნობით მარილთან ან ტუტესთან. მაგალითად,



1.6. მეტი რომ ვიცოდეთ ოქსიდთა შესახებ

საკოველთაოდ ცნობილია, რომ ქიმიურ ელემენტის ოქსიდი (ჟანგეული) ფართო დიაპაზონის ფიზიკურ-ქიმიური პროცესების დროს წარმოიქმნება. მრავალი მათგანი ძვირფასი სასარგებლო წიაღისეულია (მაგალითად, რკინის, ალუმინის, მანგანუმის, კალის და სხვა მადნები). ზოგიერთი ბუნებრივი ოქსიდი (რკინის, კალის და სხვ.) ძირითადი მადნეულია შესაბამისი მეტალის მისაღებად.

ელემენტთა პერიოდულ სისტემაში ოქსიდთა თვისებები (ფიზიკური, ქიმიური და სხვ.) ჯგუფებსა და პერიოდებში გარკვეული კანონზომიერებებით იცვლება – ფუძური ოქსიდების თვისებებიდან, ამფოტერულის გავლით, მჟავური ოქსიდების თვისებებამდე.

ოქსიდები ფართოდ გამოიყენება თანამედროვე მრეწველობის სხვადასხვა დარგსა და ყოფაცხოვრებაში.

წყალბადის ოქსიდი (H_2O , წყალი) – წყალბადის ჟანგბადთან უმარტივესი ნაერთი (H_2O -ში ჟანგბადი მასით 88,81% და წყალბადი 11,19%). წყალს უდიდესი გამოყენება აქვს, რადგან იგი სიცოცხლისთვის აუცილებელი ნაერთია – ფიზიოლოგიური და ბიოქიმიური პროცესები ორგანიზმში წყლის გარემოში და მისი მონაწილეობით მიმდინარეობს. არც ერთი სასიცოცხლო პროცესი ორგანიზმში წყლის მონაწილეობის გარეშე არ წარიმართება. ყინულის დნობის შედეგად მიღებული, ე.წ. მდნარი წყალი ბიოლოგიურად აქტიურია (ხასიათდება ბიოსტიმულატორული თვისებებით), ვინაიდან ხელს უწყობს ცოცხალ ორგანიზმთა ზრდა-განვითარებას, ამცირებს ქოლესტერინის დონეს სისხლში, აუმჯობესებს ნივთიერებათა ცვლას ორგანიზმში და სხვ.

დისტილირებული წყალი ფარმაკოლოგიური პრეპარატია (გამოიყენება ფარმაციაში და მედიცინაში), მისი pH 5,0 – 6,8 ფარგლებშია. მრავალ

სამკურნალო ფორმას (ხსნარი, ნაყენი, ნახარში) დისტილირებულ წყალზე ამზადებენ, მედიცინაში დისტილირებული წყალი გამოიყენება საინექციოდ, სამკურნალოდ (დერმატოლოგია) და სხვ.

ლითიუმის ოქსიდს (Li_2O), რომლის მიღება შეიძლება მისი წვით ჟანგბადში ან მშრალ ჰაერზე, ან მისი კარბონატის გახურებისას ($800^{\circ}C$ -მდე), იყენებენ ლითიუმის მარილებისა ($LiCl$, $LiNO_3$, Li_2SO_4 და სხვ.) და ჰიდროქსიდის ($LiOH$, ფუძის-ტუტის) მისაღებად, აგრეთვე მაღალი გარდატეხის კოეფიციენტის მქონე მინისა და კერამიკული ჭიქურის დასამზადებლად.

ნატრიუმის ოქსიდი (Na_2O), მიიღება არაპირდაპირი გზით, Na_2O_2 -ის აღდგენით ($Na_2O_2 + 2Na = 2Na_2O$), აქტიურად ურთიერთქმედებს წყალთან ტუტის ($NaOH$) წარმოქმნით (ამ რეაქციას პრაქტიკული მნიშვნელობა არ აქვს და იშვიათად იყენებენ სუფთა ჰიდროქსიდის მისაღებად), ხოლო მჟავურ, ამფოტერულ ოქსიდებთან და ჰიდროქსიდებთან ურთიერთქმედებს შესაბამისი მარილების გამოყოფით (ამ რეაქციებს მნიშვნელოვანი პრაქტიკული გამოყენება აქვთ).

კალიუმის ოქსიდის (K_2O) უმნიშვნელო რაოდენობა მიიღება თავად მეტალური კალიუმის წვის დროს ($4K + O_2 = 2K_2O$), უმეტესი რაოდენობით მიიღება ზეპეროქსიდი ($2K + 2O_2 = K_2O_4$), ხოლო მცირე რაოდენობით – პეროქსიდი ($2K + O_2 = K_2O_2$). კალიუმის ოქსიდი ენერგიულად ურთიერთქმედებს წყალთან შესაბამისი ჰიდროქსიდის (ტუტის) წარმოქმნით. მასზე დიდი მოთხოვნების გამო, იგი მიიღება მეტალური კალიუმის მოქმედებით კალიუმის ჰიდროქსიდზე ან ნიტრიტსა და ნიტრატზე ($2K + 2KOH = 2K_2O + H_2$, $6K + 2KNO_2 = 4K_2O + N_2$, $10K + 2KNO_3 = 6K_2O + N_2$).

ბერილიუმის ოქსიდი (BeO) ძნელდნობადობის ($2530^{\circ}C$) გამო გამოიყენება ცეცხლგამძლე მასალად და თერმომედეგ დიელექტრიკად. იგი იხმარება, აგრეთვე ნეიტრონების დასაყოვნებლად ბირთვულ რეაქტორებში. როგორც ამფოტერული ოქსიდი შედნობის დროს ურთიერთქმედებს ფუძურ და მჟავურ ოქსიდებსა და ჰიდროქსიდებთან შესაბამისი მარილების წარმოქმნით, რომლებსაც ფართოდ იყენებენ მრეწველობის სხვადასხვა დარგში – კერძოდ, მეტალურგიაში ნაკეთობების ელასტიკურობის, სიმტკიცისა და მდგრადობის მისაღწევად.

მაგნიუმის ოქსიდი (MgO , მწვარი მაგნეზია) დნობის მაღალი ტემპერატურის გამო ($2800^{\circ}C$) გამოიყენება ცეცხლგამძლე აგურის, ტიგელისა და სხვათა დასამზადებლად. მაგნიუმის ოქსიდისა და მაგნიუმის ქლორიდის კონცენტრირებულ ხსნართა ნარევი მყარდება მკვრივ მასად, რომელიც ცნობილია მაგნეზიური ცემენტის (სორელის ცემენტის) სახელწოდებით, რომლისგანაც ამზადებენ საღეს ქვებსა და წისქვილის დოლაბებს, ხოლო მაგნეზიური ცემენტისა და ხის ნახერხისგან შედგენილი მასა – ქსილოლიტის სახელწოდებით, გამოიყენება სამშენებლო საქმეში.

კალციუმის ოქსიდის (CaO , ჩაუმქრალი კირი) წყალთან ურთიერთქმედებისას ($CaO + H_2O = Ca(OH)_2 + Q$) წარმოიქმნება ჩამქრალი კირი – მნიშვნელოვანი სამშენებლო მასალა. კალციუმის ოქსიდის გაგარვარებით კოქსთან ერთად ელექტროლუმელებში მიიღება ტექნიკური კარბიდი (CaC_2), რომლის წყალთან ურთიერთქმედებით წარმოიქმნება აცეტილენი (C_2H_2). ჟანგბადში აცეტილენის დაწვით მიიღწევა ძალიან მაღალი ($2500 - 3000^{\circ}C$) ტემპერატურა, რომელიც გამოიყენება მეტალების ჭრისა და შედუღებისთვის. კალციუმის ოქსიდი ასევე ფართოდ იხმარება მჭიდა მასალების, კერძოდ, გამოიყენება ცემენტის წარმოებაში, აგრეთვე მინის დამზადების დროს, წყლის სიხისტის თავიდან ასაცილებლად და სხვ.

სტრონციუმის ოქსიდს (SrO) იყენებენ მინის მრეწველობაში – მინისა და მინანქრის მისაღებად, ასევე სამშენებლო საქმეში. იგი შედის მრავალი კატალიზატორის შედგენილობაში, მნიშვნელოვანი გამოყენება აქვს სტრონციუმის ნაერთების მისაღებად. სტრონციუმის ოქსიდი გამოიყენება პიროტექნიკაში.

ბარიუმის ოქსიდი (BaO) გამოიყენება სპეციალური დანიშნულების მინების, მინანქრებისა და თერმოიზოლატორების დასამზადებლად. ცემენტში, კალციუმის ოქსიდის ნაცვლად, ბარიუმის ოქსიდის გამოყენებით მიიღება წყალში განსაკუთრებით მდგრადი ცემენტი, რომელიც შეიცავს სულფატ-იონებს (SO_4^{2-}) მომეტებული რაოდენობით. ბარიუმის ოქსიდი წყალში გახსნისას იძლევა ძლიერ ფუძეს და მისი წყალხსნარი („ბარიტის წყალი“) ფართოდ გამოიყენება ქიმია-ბიოლოგიის ლაბორატორიებში – როგორც იაფი ფუძე. ბარიუმის ოქსიდი ლუმინესცირებს (ცივ ნათებას იწყებს) ულტრაიისფერი სხივების ზემოქმედებით.

ბორის ოქსიდი (B_2O_3 მუავური ოქსიდი, ბორის ანჰიდრიდი) მიიღება ბორის წვის შედეგად, მაგრამ უფრო მარტივია მისი მიღება ბორმუავას (H_3BO_3)

გახურებით. ელექტროლუმელში ბორის ოქსიდის ნახშირთან გავარვარებით ($2B_2O_3 + 7C = B_4C + 6CO$, $2500^\circ C$) მიიღება ტექნიკაში ძალიან მნიშვნელოვანი ბორის კარბიდი (B_4C) – ძნელდნობადი ნივთიერება, რომელიც სიმაგრით აღმასს (ყველაზე მაგარ ნივთიერებას) უახლოვდება, გამოიყენება როგორც სააბრაზიო მასალა. ბორის ანჰიდრიდი იხმარება ბორმუყავს მისაღებად. გამდნარ ბორის ოქსიდში, რომელიც წარმოქმნის მინისებრ მასას, იხსნება მრავალი მეტალის ოქსიდი და წარმოიქმნება შეფერილი „მინები“ ($3B_2O_3 + Cr_2O_3 = 2Cr(BO_2)_3$ – მწვანე მინა, $B_2O_3 + CoO = Co(BO_2)_2$ – ლურჯი მინა. მინის მასაში B_2O_3 -ის შეტანით (3-12%) მიიღება დიდი სიმტკიცის მინა, რომელიც მედეგია ქიმიური ზემოქმედებისა და ტემპერატურის ცვლილების მიმართ. მისგან ამზადებენ მაღალი ხარისხის ქიმიურ ჭურჭელს.

ალუმინის ოქსიდი (Al_2O_3 , ამფოტერული ოქსიდი), რომელიც ბუნებაში მოიპოვება მინერალ კორუნდის სახით და სიმაგრით აღმასს უახლოვდება – წითლად შეფერვისას ეს ლალია, ხოლო ცისფრად შეფერვისას – საფირონი. ორივე ძვირფასი ქვია და მათ საიუველირო წარმოებაში იყენებენ. იგივე კორუნდი (Al_2O_3) იხმარება, როგორც სააბრაზიო მასალა სახეხი ქარგოლისა და ზუმფარა ქაღალდის დასამზადებლად. ხელოვნურად მიღებული კორუნდის მონოკრისტალები (კერძოდ, ლალი) დიდი სიმაგრის გამო გამოიყენება ზუსტ მექანიზმებში, აგრეთვე კვანტურ გენერატორებში (ლაზერები). ალუმინის ოქსიდშემცველი ალუმინსილიკატების, ზოგიერთი სახეობა, მაგალითად, ცეოლითები როგორც მოლეკულური საცრები – იხმარება ნახშირწყალბადების დასაყოფად, აირისა და სითხის დასაცილებლად და სხვ. ალუმინთერმიის დროს, ალუმინის ოქსიდის (Al_2O_3) წარმოქმნისას, ვითარდება ელექტრორკალის ($3000 - 3500^\circ C$) ტემპერატურა და ხდება სხვა მეტალთა ოქსიდებიდან მეტალების აღდგენა თავისუფალ მდგომარეობამდე ($25\% Al$ და $75\% Fe_2O_3$, ე.წ. თერმიტი, ცეცხლწამკიდი-მაგნიუმის ფხვნილი და ბარიუმის პეროქსიდის (BaO_2) ნარევი: $8Al + 3Fe_3O_4 = 9Fe + 4Al_2O_3$).

გალიუმის ოქსიდი (Ga_2O_3) გამოიყენება ოპტიკური მინის წარმოებაში, ნახევარგამტარების ტექნიკაში, ადვილდნობადი შენადნობების მისაღებად (თავად მეტალური გალიუმის დნობის ტემპერატურაა $29,8^\circ C$).

ინდიუმის ოქსიდით (In_2O_3) მინის ზედაპირის დაფარვის შემთხვევაში იგი ხდება ელექტროგამტარი და ინარჩუნებს ელექტროგამტარობას, ამიტომ

ინდიუმის ოქსიდი ფართოდ გამოიყენება ელექტროტექნიკაში, ხელსაწყოთმშენებლობასა და სხვა წარმოებებში.

თალიუმის ოქსიდები (Tl_2O და Tl_2O_3) ჰიგროსკოპიული ნივთიერებებია. იხმარება მეტალური თალიუმის მისაღებად – ნახშირბადის მონოოქსიდი (CO) და წყალბადი ადვილად აღადგენს მათ თავისუფალ მეტალამდე. თალიუმ(I)-ის ოქსიდი ენერგიულად მოქმედებს მინაზე და იყენებენ ელექტროტექნიკაში, აგრეთვე თალიუმ(III)-ის ოქსიდის (Tl_2O_3) მისაღებად. თალიუმის ოქსიდები შეაქვთ განსაკუთრებული დანიშნულების ოპტიკურ მინებში, რომლებიც გამოირჩევა რეფრაქციის მაღალი კოეფიციენტით.

ნახშირბადის ოქსიდები (CO და CO_2). ნახშირბად(II)-ის ოქსიდი (CO , მონოოქსიდი) უფერო, უსუნო, უგემო, ჰაერზე ოდნავ მსუბუქი, წყალში მცირედ ხსნადი, ძლიერ მომწამლავი აირია. წვის დიდი სითბური ეფექტის გამო CO -მნიშვნელოვანი აირადი საწვავია. იგი კარგი აღმდგენია – გამოიყენება მეტალურგიაში მეტალების აღსადგენად მათი ოქსიდებიდან. ნახშირბადის მონოოქსიდი ჟანგბადზე უფრო მტკიცედ უკავშირდება ჰემოგლობინის შედგენილობაში შემავალ რკინა(II)-ის იონს (Fe^{2+}), რის გამოც სისხლს ვეღარ გადააქვს ჟანგბადი ადამიანის ორგანიზმის ქსოვილთა უჯრედებში და იწვება „ჟანგბადოვანი შიმშილი“ – ძლიერი მოწამელისას ადამიანი იღუპება, ამიტომ CO -ს უწოდეს „მხუთავი აირი“. ნახშირბად(II)-ის ოქსიდი ხასიათდება ქიმიურ რეაქციებში შესვლის დიდი უნარით, ამიტომ ფართოდ გამოიყენება ორგანულ სინთეზში. იხმარება აგრეთვე სამხედრო საქმეში (გააქტიურებული ნახშირის თანაობისას ან მზის სინათლეზე იერთებს ქლორს – წარმოქმნის ფოსგენს $CO + Cl_2 = COCl_2$ ძლიერ მომწამლავ აირს), თუთია-ქრომის კატალიზატორის ($ZnO + Cr_2O_3$ ნარევი) თანაობისას ($250-300^{\circ}C$ და 100ატმ. წნევა) CO იერთებს წყალბადს მეთილის სპირტის წარმოქმნით ($CO + 2H_2 = CH_3OH$), რომელსაც დიდი რაოდენობით მოიხმარს ქიმიური მრეწველობა. წყალაირის ნარევის ($CO + H_2$) წვის დროს იზრდება თბოუნარიანობა და მას იყენებენ საწვავად – ძლიერი ალის მისაღებად, აგრეთვე მადნების აღმდგენად, მეტალთა (ნიკელისა და სხვ.) რაფინირებისთვის. აღსანიშნავია, რომ CO -სა და H_2 -ის ნარევზე, სათანადო კატალიზატორის მოქმედებით იღებენ ხელოვნურ ბენზინს, ალდეჰიდებს, კეტონებს, მეთილის სპირტს და მრავალ სხვა ნახშირწყალბადს, რომლებიც გამოიყენება ქიმიურ მრეწველობასა და ძრავებში საწვავად.

ნახშირბად(IV)-ის ოქსიდი (CO_2 , ნახშირბადის დიოქსიდი, ნახშირორჟანგი) უფერო აირია, სუსტი მჟავე სუნით და გემოთი. CO_2 გამოყოფისას გროვდება (რადგან ჰაერზე მძიმეა) სათავსოების ფსკერზე (სარდაფებში, ჭებში, ზოგიერთ გამოქვაბულში და სხვ.), ამიტომ მათში შესვლისას დიდი სიფრთხილეა საჭირო, რადგან აძნელებს სუნთქვას. CO_2 -ის წყალხსნარს სასიამოვნო გემო აქვს, ამიტომაც ფართოდ იყენებენ გამაგრილებელი წყლებისა და შუშხუნა სასმელების, ლულისა და შაქრის წარმოებაში. ნახშირორჟანგი (CO_2) ნახშირთან (C) მაღალ ტემპერატურაზე წარმოქმნის CO -ს ($CO_2 + C = 2CO$, ბუდურის რეაქცია), რომელსაც არსებითი მნიშვნელობა აქვს მეტალურგიაში რკინის მადნების აღდგენის პროცესში.

აირადი ნახშირბადის დიოქსიდს 60ატმ. წნევის პირობებში, გადადის რა იგი თხევად მდგომარეობაში, ინახავენ ფოლადის ბალონებში. ძლიერი გაცივებისას თხევადი CO_2 იყინება და წარმოიქმნება ე.წ. „მშრალი ყინული“, რომლის აორთქლების ტემპერატურაა $-79^{\circ}C$. იხმარება მალფუჭებადი პროდუქტების შესანახად და მათი ტრანსპორტირებისთვის. CO_2 გამოიყენება ქიმიურ მრეწველობაში სოდის, შარლოვანას, ოქსიკარბომჟავების მისაღებად, აგრეთვე თბოგადამტანად გრაფიტის რეაქტორებში, ხანძრის ჩასაქრობად და ცეცხლსაშიში ნივთიერებების გადატანისას, სასათბურე მეურნეობებში და სხვ. მყარ CO_2 იყენებენ აფეთქების ძალის გასაძლიერებლად – აფეთქების დროს გამოყოფილი სითბო მყისვე ააორთქლებს „მშრალ“ ყინულს, რის გამოც მიიღება დიდი მოცულობის აირი, რომელიც აძლიერებს აფეთქების მოქმედებას.

ჰაერში 3%-მდე CO_2 -ის კონცენტრაცია ადამიანზე მავნედ არ მოქმედებს, მაგრამ მისი მეტი შემცველობა უკვე ძალიან საზიანო ხდება, თუ CO_2 -ის კონცენტრაცია 10%-ს აღწევს, ადამიანი კარგავს გრძნობას, რასაც მოჰყვება სიკვდილი სუნთქვის შეწყვეტის გამო.

სილიციუმის ოქსიდები (SiO და SiO_2). სილიციუმ (II)-ის ოქსიდი (SiO) ბუნებაში არ მოიპოვება და ხელოვნურად მიიღებენ სილიციუმ(IV)-ის ოქსიდისა და სილიციუმის ნარევის გახურებით ($1250-1300^{\circ}C$ ტემპერატურაზე $SiO_2 + Si = 2SiO$). მიღებული სილიციუმის მონოოქსიდი (SiO) აირად მდგომარეობაშია და მისი სწრაფი გაცივებით წარმოიქმნება ფისისებრი ამორფული ნივთიერება. სილიციუმის მონოოქსიდს იყენებენ

ელექტროსაიზოლაციო მასალების დასამზადებლად, რადიოტექნიკური და ულტრაბგერითი ხელსაწყოების წარმოებაში და სხვ.

სილიციუმის დიოქსიდი ანუ კაუმიწა SiO_2 (სილიციუმის ყველა ნაერთის ამოსავალი ნივთიერება), სილიციუმის ნაერთებიდან ყველაზე მდგრადი – ბუნებაში მოიპოვება როგორც კრისტალური, ისე ამორფული სახით. კრისტალური SiO_2 ძალიან მაგარია, არ იხსნება წყალში, დნება დაახლოებით $1710^{\circ}C$ -ზე, რომლის გაცივებით მიიღება ამორფული SiO_2 გამჭვირვალე მინისებრი მასა, რომლის გაფართოების კოეფიციენტი ძალიან მცირეა, ამიტომაც კვარცის ჭურჭელი დიდ გამოყენებას პოულობს ლაბორატორიულ პრაქტიკაში (გაფარვარებული კვარცის ჭურჭელი ცივ წყალშიც არ იბზარება). SiO_2 -ის ერთ-ერთი ფორმა ინფუზორული მიწის (კიზერგული) სახელითაა ცნობილი, ხასიათდება სითხის შესრუტვის დიდი უნარით, ამიტომ გამოიყენება სხვადასხვა მიზნისთვის (მაგალითად, ნიტროგლიცერინით გაუღენით მზადდება დინამიტი). კვარცმა დიდი გამოყენება პოვა ულტრაბგერის მისაღებად, რომლის მოქმედებით შეიძლება უამრავი მოლეკულის დაშლა, ზოგიერთი ქიმიური რეაქციის აღძვრა. ულტრაბგერითმა ტალღებმა დიდი გამოყენება პოვა აგრეთვე ტექნიკაში – მეტალთა ბლოკების ერთგვაროვნების დასადგენად.

სილიციუმის დიოქსიდი კვიშის სახით მნიშვნელოვანი რაოდენობით გამოიყენება როგორც საშენი მასალა ცემენტთან ან კირთან ერთად. წმინდა სილიციუმ(IV)-ის ოქსიდს იყენებენ მინისა და ფაიფურის წარმოებაში. გამჭვირვალე მთის ბროლის (კვარცის ერთ-ერთი სახეობა) კრისტალებისგან მზადდება ოპტიკური ხელსაწყოები, პრიზმები, ლინზები, კვარცის ნაერთები და სხვ. სილიციუმის მუავასგან წყლის წართმევით მიღებულ მყარ, ნახევრად გამჭვირვალე, ამორფულ მასას (SiO_2), რომელიც დიდი ფორიანობით ხასიათდება – სილიკაგელს უწოდებენ და როგორც კარგ ადსორბენტს ფართოდ იყენებენ ტენის მშთამნთქმელად.

გერმანიუმის ოქსიდები (GeO და GeO_2). GeO ამჟღავნებს ადღგენის უნარს – გამოიყენება ჟანგვა-ადღგენით პროცესებში. გერმანიუმ(II)-ის ოქსიდი ავლენს ამფოტერულ თვისებებს იხსნება მუავასა და ტუტეში შესაბამისი მარილების წარმოქმნით, რომლებიც შემდგომ გამოიყენება სხვადასხვა მნიშვნელოვანი ნაერთის მისაღებად.

გერმანიუმ(IV)-ის დიოქსიდი (GeO_2) იხმარება ძლიერ გამჭვირვალე და მაღალი შუქტების კოეფიციენტის მქონე კვარცის მინის მისაღებად, რომელსაც

დიდი რაოდენობით იყენებენ ოპტიკური მინის წარმოებაში, აგრეთვე ტრანზისტორების, მზის ელემენტების, ზოგიერთი ტიპის ფოტოელემენტების და სხვა ხელსაწყოების დასამზადებლად.

კალის ოქსიდები (SnO და SnO_2 – კალაქვა, კასიტერიტი). კალა(II)-ის ოქსიდი (SnO) ტექნიკაში ფართო გამოყენებას პოულობს როგორც აღმდგენი. კარგად იხსნება მჟავებში, ძალიან ძნელად ტუტეებში – კალის შესაბამისი მარილების წარმოქმნით. კალა(II)-ის ნაერთებს იყენებენ სამღებრო საქმეში, ნავთობის მრეწველობაში და ა.შ.

კალა(IV)-ის დიოქსიდი (SnO_2) – კალაქვა, კასიტერიტი არის კალის ერთადერთი ბუნებრივი მინერალი, რომელიც გამოიყენება მეტალური კალის მისაღებად ($SnO_2 + 2C = Sn + 2CO$, $1000^\circ C$ -ზე). კალის ორჯანგი იხმარება თეთრი მინანქრისა და ჭიქურის დასამზადებლად აგრეთვე ლაბორატორიულ პრაქტიკასა (მეტასტანატების მიღება SnO_2 -ზე ტუტეთა მოქმედებით $SnO_2 + 2NaOH = Na_2SnO_3 + H_2O$) და ტექნიკის სხვადასხვა დარგში.

ტყვიის ოქსიდები (Pb_2O , PbO , PbO_2 და Pb_3O_4).

ტყვია(I)-ის ოქსიდი (Pb_2O) შავის ფერის კრისტალები ან ფხვნილია, რომელიც მიიღება ტყვია(II)-ის ოქსიდის ნაწილობრივი აღდგენით წყალბადის არეში ან CO -ს ნაკადში $2500^\circ C$ -ზე: $2PbO + H_2 = Pb_2O + H_2O$; $2PbO + CO = Pb_2O + CO_2$. ტყვია(I)-ის ოქსიდი გამოიყენება მეტალური ტყვიის მისაღებად $Pb_2O = Pb + PbO$; ტყვია(I)-ის ოქსიდისა და ორგანული ჰალოგენწარმების (C_2H_5Cl , C_2H_5Br) ურთიერთქმედებით მიიღება ტყვიის სუბჰალოგენიდები, რომლებსაც დიდი გამოყენება აქვთ ინოვაციური ნაერთების მისაღებად.

ტყვია(II)-ის ოქსიდი (PbO) ცნობილია ორი სახით – ტყვიის მურდასანგი (მოწითალო ფერი) და მასიკოტი (ყვითელი ფერი). ტყვია(II)-ის ოქსიდის შედნობით მიიღება მისი მოწითალო სახესხვაობა – მურდასანგი, ხოლო – მასიკოტი ტყვიის კარბონატის ან ნიტრატის ფრთხილი გახურებით. უფრო მდგრადია მოწითალო მოდიფიკაცია – ხანგრძლივი დუღილისას ყვითელი ოქსიდი მოწითალოში გადადის; ტყვია(II)-ის ოქსიდი გამოიყენება ტყვიის მინის (ბროლი), ჭიქურის დასამზადებლად და ლაქსაღებავების, ოლიფის წარმოებაში (ოლიფას ამზადებენ სელის ზეთის დუღებით ტყვიის ოქსიდთან ერთად). ტყვია ორგანულ მჟავებთან წარმოქმნის ე.წ. სიკატივებს, რომლებსაც იყენებენ

ტექნიკური ზეთებისა და საღებავების გაშრობის დასაჩქარებლად. ტყვიის ოქსიდს ამოსავალ ნივთიერებად იყენებენ ტყვია(II)-ის მარილების დასამზადებლად.

ტყვია(IV)-ის ოქსიდი (PbO_2 , დიოქსიდი) მუქი ყავისფერი ფხვნილი, რომელიც მიიღება ტყვია(II)-ის ნაერთებზე დამჟანგავის მოქმედებით ($PbCl_2 + Na_2O_2 = PbO_2 + 2NaCl$). იგი ამფოტერულია, თუმცა მასში ჭარბობს მჟავა თვისებები. გამოიყენება მეტაპლუმბატებისა ($CaPbO_3$) და ოროთპლუმბატების (Na_4PbO_4) მისაღებად. ბიოქიმიურ ლაბორატორიებში ტყვიის დიოქსიდს იყენებენ როგორც ძლიერ მჟანგავს (მაგალითად, $PbO_2 + 4HCl = PbCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$, $5PbO_2 + 2MnSO_4 + 6HNO_3 = 2PbSO_4 + 3Pb(NO_3)_2 + 2HMnO_4 + 2H_2O$). გოგირდი და წითელი ფოსფორი ტყვიის დიოქსიდთან ხახუნის დროს ააღდება, ამიტომაც ტყვიის დიოქსიდმა გამოყენება პოვა ასანთის წარმოებაში.

ტყვია(II)-ისა და (IV)-ის შერეული ოქსიდი (Pb_3O_4 , სურინჯი), რომელიც მიიღება წითელი ფერის ფხვნილის სახით – ტყვია(II)-ის ოქსიდის (მასიკოტის) ჰაერზე გახურებით ($400-500^\circ C$ -მდე). სურინჯი გამოიყენება ზეთის წითელი საღებავის მოსამზადებლად – იგი ერთ-ერთი საუკეთესო საღებავია გემების წყალქვეშა ნაწილების, რკინის კოჭებისა და წყალსადენი მილების კოროზიისგან დასაცავად. სურინჯის საგოზავი (სურინჯის სქელი ნარევი ცარცთან და სელის ზეთთან) იხმარება რკინის პირაპირების ასაცხებად (მათი შეერთების დროს). მშრალი სურინჯი უწყლო გლიცერინთან იძლევა მასას (ცომს), რომელიც ადვილად მაგრდება, ამიტომ გამოიყენება მინისა და მეტალის შესაკერად (აკვარიუმები). სურინჯი ასევე იხმარება ბროლის, ჭიქურის, მინანქრის, ლინოლეუმის წარმოებაში.

აზოტ(I, II, III, IV და V)-ის ოქსიდები.

აზოტ(I)-ის ოქსიდი (N_2O) უფერო, სასიამოვნო სუნის და მოტკბო გემოს მქონე აირია. მისი შესუნთქვა იწვევს შეგრძნების დაკარგვას, ამიტომ მას იყენებენ, როგორც ნარკოზულ ნივთიერებას ქირურგიაში. აღსანიშნავია, რომ N_2O მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე იშლება ჟანგბადის გამოყოფით ($2N_2O = 2N_2 + O_2$), ამიტომ იგი აძნელებს სუნთქვას – სუფთა N_2O -ს ჩასუნთქვით ადამიანი დაიხრჩობოდა ჟანგბადის უქონლობის გამო ისევე, როგორც, მაგალითად, წმინდა აზოტის არეში. ჰაერთან ან ჟანგბადთან

შესუნთქვისას N_2O ამცირებს ტკივილის შეგრძნებას, ამგზნებ მოქმედებას ახდენს ადამიანზე, რის გამოც N_2O -ს „მალხენი აირი“ ეწოდა.

აზოტ(II)-ის ოქსიდი (NO) უფერო აირია, წყალში მცირედ იხსნება – მასთან ქიმიურ ურთიერთქმედებაში არ შედის. NO ენდოთერმული ნაერთია, მაგრამ საკმაოდ მდგრადია, არც თუ ისე ადვილად იშლება ჟანგბადად და აზოტად, ამიტომ მის არეში მბჟუტავი კვარი ქრება. ქიმიურად საკმაოდ აქტიურია – ჰაერის ჟანგბადს უერთდება ოთახის ტემპერატურაზე ($2NO + O_2 = 2NO_2$). ელქექის დროს, აგრეთვე ურანის, პლუტონიუმისა და წყალბადის ყუმბარების აფეთქებისას აუცილებლად იჟანგება ატმოსფეროს აზოტი (მაღალ $2500-3000^\circ C$ ტემპერატურაზე წარმოქმნილი $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO - 181$ კჯ/მოლი, გაცივებისას იჟანგება NO_2 -მდე, საიდანაც მიიღება მისი დიმერიც – N_2O_4). აზოტ(II)-ის ოქსიდი ამიაკის ჟანგის ($4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O$) მნიშვნელოვანი ნახევარპროდუქტია აზოტმჟავის მისაღებად.

აზოტ(III)-ის ოქსიდი (N_2O_3 , აზოტოვანი ოქსიდი) მუქი-ცისფერი სითხეა, ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე არამდგრადია და იშლება აზოტის მონოოქსიდად და დიოქსიდად ($N_2O_3 = NO + NO_2$). წყალში იხსნება აზოტმჟავას წარმოქმნით ($N_2O_3 + H_2O = 2HNO_2$). ტუტეებთან ურთიერთქმედებს აზოტოვანმჟავას მარილების – ნიტრიტების წარმოქმნით ($N_2O_3 + 2NaOH = 2NaNO_2 + H_2O$). პრაქტიკული გამოყენება არ აქვს.

აზოტ(IV)-ის ოქსიდი (NO_2 , დიოქსიდი) მუქი-წითელი ფერის აირია. გაცივებისას ($-11^\circ C$) აზოტის დიოქსიდი გარდაიქმნება უფერო კრისტალებად. რომლებიც ძირითადად N_2O_4 მოლეკულებისგან შედგება ($-11^\circ C$ -დან $140^\circ C$ -მდე NO_2 და N_2O_4 -ის მოლეკულები წონასწორობაშია $NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$). დიოქსიდი ძლიერი მუანგავია – მასში იწვის კალიუმი, ფოსფორი, ნახშირბადი და გოგირდი. როგორც კატალიზატორის (NO_2) მოქმედებით გოგირდის დიოქსიდი იჟანგება ტრიოქსიდადმდე, რომლის შემდგომი წყალში გახსნით მიიღება გოგირდმჟავა (აღნიშნული ხერხი გამოიყენება ნიტროზული მეთოდით გოგირდმჟავას წარმოებაში) ($NO_2 + SO_2 + H_2O = H_2SO_4 + NO$). NO_2 -ის წყალში გახსნისას წარმოიქმნება აზოტოვანმჟავა და აზოტმჟავა ($2NO_2 + H_2O = HNO_2 + HNO_3$). ამიტომ $NO_2(N_2O_4)$ შეიძლება ჩაითვალოს ამ

მჟავების შერეულ ანჰიდრიდად. ამასთან, დიოქსიდის ტუტეებში გახსნისას მიიღება აზოტოვანმჟავას და აზოტმჟავას შესაბამისი მარილების – ნიტრიტებისა და ნიტრატების ნარევი ($2NO_2 + 2KOH = KNO_2 + KNO_3 + H_2O$). განსაკუთრებით დიდი ტექნიკური მნიშვნელობა აქვს NO_2 -ის წყალსა და ჟანგბადთან ურთიერთქმედების რეაქციას, რადგან მასზეა აგებული აზოტმჟავას თანამედროვე წარმოება ($4NO_2 + 2H_2O + O_2 = 4HNO_3$).

NO_2 გამოიყენება ზოგიერთ მეტალთან ურთიერთქმედებისას შესაბამისი ნიტრატის მისაღებად, რადგან აქტიური მეტალები ააღდება მის არეში ($2NO_2 + K = KNO_3 + NO$), ასევე NO_2 -ის შთანთქმისას მეტალების ოქსიდებით წარმოიქმნება ნიტრატები და ნიტრიტები ($4NO_2 + 2BaO = Ba(NO_3)_2 + Ba(NO_2)_2$). გოგირდმჟავას წარმოებაში NO_2 გამოიყენება როგორც ჟანგბადის გადამცემი. NO_2 , ისევე როგორც აზოტის სხვა ოქსიდები, საკმაოდ ძლიერი მომწამლაავია, მისი ჩასუნთქვა იწვევს გულის დაზიანებას და სასუნთქი ორგანოების ძლიერ გაღიზიანებას.

აზოტ(V)-ის ოქსიდი (N_2O_5 , აზოტის ანჰიდრიდი) უფერო, გამჭვირვალე, კრისტალური ნივთიერებაა, ქროლდება ($32^\circ C$ -ზე), არამდგრადია, ადვილად იშლება ოთახის ტემპერატურაზეც ჟანგბადის გამოყოფით ($2N_2O_5 = 4NO_2 + O_2$), ამიტომ ძლიერი მუანგავია, მრავალი ორგანული ნაერთი მასთან შეხებისას ააღდება. N_2O_5 ძნელი მისაღებია და მცირე პრაქტიკული მნიშვნელობაც აქვს.

ფოსფორ(III)-ისა და (V)-ის (P_2O_3 და P_2O_5) ოქსიდები.

ფოსფორ(III)-ის ოქსიდი (P_2O_3 , ანუ P_4O_6 ფოსფოროვანი ანჰიდრიდი) თეთრი, ცვილისებური, ძლიერი მომწამლაავი, კრისტალური ნივთიერებაა. არსებობს დიმერის (P_4O_6 -ის) სახით. წყალში იხსნება ფოსფოროვანმჟავას წარმოქმნით ($P_4O_6 + 6H_2O = 4H_3PO_3$). ფოსფოროვანი ანჰიდრიდი გამოიყენება ფოსფორის ანჰიდრიდის მისაღებად ($P_2O_3 + O_2 = P_2O_5$) – ამ რეაქციას ახლავს ნათება, რომელიც კარგად ჩანს სიბნელეში. ქიმიური რეაქციის დროს, სინათლის ასეთ გამოსხივებას, რომელსაც არ ახასიათებს ტემპერატურის შესამჩნევი ცვლილება, **ქემილუმინესცენცია** ეწოდება (ფართო მასშტაბით იყენებენ თანამედროვე სარეკლამო ტექნიკაში). ფოსფოროვანი ანჰიდრიდი (ფოსფორის მსგავსად) ძლიერი საწამლაავია.

ფოსფორ(V)-ის ოქსიდი (P_2O_5 ანუ P_4O_{10} , ფოსფორის ანჰიდრიდი) თეთრი, ძლიერ ჰიგროსკოპიული, მყარი ნივთიერებაა, ენერგიულად უერთდება წყალს დიდი რაოდენობის სითბოს გამოყოფით. ფოსფორ(V)-ის ოქსიდი მაღალ ტემპერატურაზე ($359^\circ C$ -ზე) აქროლდება – ორთქლში მისი ფორმულაა P_4O_{10} . იგი ხარბად იერთებს წყალს და გამოიყენება ეფექტურ წყალწამრთმევე საშუალებად – წყალს ართმევს ისეთ ძლიერ მჟავებსაც კი, როგორცაა გოგირდმჟავა, აზოტმჟავა, ქლორმჟავა ($P_2O_5 + 2HNO_3 = 2HPO_3 + N_2O_5$, $P_2O_5 + H_2SO_4 = 2HPO_3 + SO_3$, $P_2O_5 + 2HClO_4 = 2HPO_3 + Cl_2O_7$). ამ თვისების გამო ფოსფორის ანჰიდრიდს იყენებენ აირების გასაშრობად, სითხეების გასაუწყლოებლად და ქიმიური ნაერთებიდან წყლის მოსაცილებლად. ფოსფორ(V)-ის ოქსიდს იყენებენ სხვადასხვა მნიშვნელოვანი მარილის მისაღებად ($P_2O_5 + 3CaO = Ca_3(PO_4)_2$, $P_2O_5 + 2NH_3 + 3H_2O = 2NH_4H_2PO_4$).

დარიშხან(III)-ის და (V)-ის (As_2O_3 და As_2O_5) ოქსიდები.

დარიშხან(III)-ის ოქსიდი (As_2O_3 , თეთრი დარიშხანი) წყალში მცირედ ხსნადი, მოტკბო გემოს ნივთიერებაა, ხასიათდება ამფოტერული თვისებებით ($As_2O_3 + 6HCl = 2AsCl_3 + 3H_2O$, $As_2O_3 + 2KOH = 2KAsO_2 + H_2O$). დარიშხან(III)-ის ოქსიდი, ისევე როგორც მისი წყალხსნარი, ძლიერი შხამია (0,1გ As_2O_3 უკვე სასიკვდილოდ მოქმედებს ადამიანზე). დარიშხანის ოქსიდი ფართოდ იხმარება სოფლის მეურნეობის მავნებლების მოსასპობად. გარდა ამისა, მას დიდი სამკურნალო მნიშვნელობა აქვს და გამოიყენება მედიცინაში, კერძოდ, მის საფუძველზე დამზადებულ წამლებს რეკომენდაციას უწევენ – სისხლნაკლებობის, გამოფიტვის დროს და სხვ. იყენებენ აგრეთვე სტომატოლოგიურ პრაქტიკაში.

დარიშხან(V)-ის ოქსიდი (As_2O_5 , დარიშხანის ანჰიდრიდი) არ მიიღება დარიშხანის ან თუნდაც დარიშხან(III)-ის ოქსიდის ჟანგბადთან უშუალო ურთიერთქმედებით, იგი მიიღება დარიშხანმჟავას ჰიდრატის გაუწყლოებით ($2H_3AsO_4 \cdot 4H_2O = As_2O_5 + 7H_2O$). დარიშხანის ანჰიდრიდი თეთრი, მინისებრი ნივთიერებაა, ადვილად განითხევა ტენიან ჰაერზე. As_2O_5 იხმარება დარიშხან(V)-ის მჟავას მისაღებად ($As_2O_5 + 3H_2O = 2H_3AsO_4$), აგრეთვე მისი შესაბამისი ზოგიერთი მარილის – ინსექტიციდების (Na_3AsO_4 , $Ca_3(AsO_4)_2$ და სხვ.) სინთეზისთვის, რომლებსაც იყენებენ მცენარეთა მავნებლების წინააღმდეგ საბრძოლველად.

სტიბიუმ(III)-ისა და (V)-ის (Sb_2O_3 და Sb_2O_5) ოქსიდები:

სტიბიუმ(III)-ის ოქსიდი (Sb_2O_3) მეტალური სტიბიუმის წვის პროდუქტია ($4Sb + 3O_2 = 2Sb_2O_3$). არ იხსნება წყალში, იგი ამფოტერული ოქსიდია – გამოიყენება სტიბიუმ(III)-ის ქლორიდისა და სხვა ჰალოგენიდების, აგრეთვე სტიბიტების (ნატრიუმის, კალიუმის და სხვ.) მისაღებად. Sb_2O_3 სტიბიუმის ოქსიქლორიდთან ($SbOCl$) წარმოქმნის ორმაგ ნაერთს ($Sb_2O_3 \cdot 3SbOCl$), რომელსაც „ალგაროტის“ ფხვნილი ეწოდება და გამოიყენება ტექნიკის სხვადასხვა დარგში.

სტიბიუმ(V)-ის ოქსიდი (Sb_2O_5) ჩვეულებრივ პირობებში არის მყარი ნივთიერება, წყალში ძნელად იხსნება, მაგრამ სველ ლურჯ ლაკმუსის ქაღალდს მაინც წითლად ღებავს, რაც მოწმობს მის მჟავურ ხასიათს. იხმარება სტიბიუმმჟავას (H_3SbO_4) მარილების (სტიბატების-ანთიმონატების) მისაღებად (სტიბიუმ(V)-ის ოქსიდის შედნობით ტუტებთან: $Sb_2O_5 + 6NaOH = 2Na_3SbO_4 + 3H_2O$). მიღებულია და პრაქტიკულად გამოიყენება აგრეთვე მეტასტიბატები ($NaSbO_3$, $KSbO_3$) და პიროსტიბატები ($Na_4Sb_2O_7$, $K_4Sb_2O_7$) – ყველა ეს მარილი პოლიმერია.

ბისმუტ(III)-ის ოქსიდი (Bi_2O_3), ე.წ. ბისმუტის „ოხრა“, ყვითელი ფერის, მყარი ნივთიერებაა, გადნობისას იგი ყავისფერ სითხედ გადაიქცევა. Bi_2O_3 ადვილად იხსნება მჟავაში, მიღებული მარილებიც (ქლორიდი, ნიტრატი და სხვ.) წყალში კარგად ხსნადია. მათი ნაწილი ეკვრის მინის ზედაპირს და ამიტომ გამოიყენება სარკის დასამზადებლად, მინისა და მეტალის ერთმანეთთან მირჩილვის დროს და სხვ. ბისმუტის ოქსიდმა სხვადასხვა გამოყენება პოვა ტექნიკაში – ძირითადად, სახანძრო და სხვა სასიგნალო აპარატურაში. ბისმუტის ოქსიდური ნაერთი გამოიყენება დიდი შუქტეხის კოეფიციენტის ოპტიკური მინისა და ფერადი ჭიქურის დასამზადებლად.

გოგირდ(IV)-ისა და (VI)-ის ოქსიდები (SO_2 და SO_3).

გოგირდ(IV)-ის ოქსიდი (SO_2 , დიოქსიდი, გოგირდოვანი ანჰიდრიდი, გოგირდოვანი აირი) უფერო, დამახასიათებელი მკვეთრი სუნის მქონე აირია. წყალში კარგად იხსნება (1 მოცულობა წყალში 40 მოცულობა SO_2). გოგირდის დიოქსიდის ძირითადი მომხმარებელია გოგირდმჟავას წარმოება ($2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$, $400 - 500^\circ C$, კატალიზატორი V_2O_5 ; $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$). იგი

არის ანტისეპტიკური საშუალება. სპობს მიკროორგანიზმებს, ამიტომ იყენებენ ბოსტნეულის, ხეხილის შესახრჩოლებლად, ხოლო ღვობის თავიდან აცილების მიზნით მას აგრეთვე იყენებენ ღვინის კასრებში ობის მოსასპობად. გოგირდოვანი აირი აუფერულებს მრავალ საღებარს, რადგან წარმოქმნის მათთან უფერო ნაერთებს. მაგრამ მიღებული ნაერთები არამდგრადებია, შეიძლება გაცხელებით ან სინათლის მოქმედებით ადვილად დაიშალოს და ქსოვილმა აღიდგინოს პირვანდელი ფერი.

გოგირდ(VI)-ის ოქსიდი (SO_3 , ტრიოქსიდი, გოგირდის ანჰიდრიდი) ჰაერზე „ბოლავს“ – იგი გოგირდმჟავას უწვრილესი წვეთებია, რომლებიც წარმოიქმნება ოქსიდის ორთქლის შეერთებით ჰაერში არსებულ წყლის ორთქლთან. გოგირდის ტრიოქსიდის ნაწილი იხმარება გოგირდმჟავას მისაღებად ($SO_3 + H_2O = H_2SO_4$), ხოლო დანარჩენი მიეწოდება მშთანთქმელ კოშკებს, სადაც იგი იხსნება კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში და წარმოიქმნება სქელი ზეთისებრი სითხე – პიროგოგირდმჟავას ხსნარი ($SO_3 + H_2SO_4 = H_2S_2O_7$), რომლის წყლით განზავებით მზადდება სასურველი კონცენტრაციის გოგირდმჟავა ($H_2S_2O_7 + H_2O = 2H_2SO_4$).

სელენისა და ტელურის დიოქსიდები (SeO_2 და TeO_2) მათი ყველაზე მდგრადი უანგბადიანი ნაერთებია. ორივე დიოქსიდი მყარია. SeO_2 ნებისმიერი თანაფარდობით იხსნება წყალში, ხოლო TeO_2 უმნიშვნელოდ ხსნადია (100გ წყალში იხსნება 0,0007გ TeO_2). სელენისა და ტელურის დიოქსიდები მჟავური ანჰიდრიდებია და გამოიყენება შესაბამისად სელენოვანმჟავას, ტელუროვანმჟავასა და მათი შესაბამისი მარილების მისაღებად – შემდგომ მათი მიზანმიმართულად მოხმარების მიზნით.

სელენისა და ტელურის ტრიოქსიდები (SeO_3 და TeO_3) მათი უმაღლესი უანგბადიანი ნაერთებია. SeO_3 თეთრი, კრისტალური ნივთიერებაა, წყალთან ურთიერთქმედებს ძალიან ენერგიულად და იყენებენ სელენმჟავას და პრაქტიკული მნიშვნელობის მქონე შესაბამისი სელენატური მარილების (Na_2SeO_4 , $CaSeO_4$ და სხვ.) მისაღებად, რომლებიც გამოიყენება კაუჩუკის უულკანიზაციისათვის, სილიკატურ წარმოებაში მინის გასაუფერულებლად, დენის გამმართველებსა და ფოტოელემენტებში. მიზანმიმართულად იხმარება სამკურნალო პრეპარატების წარმოებაში. TeO_3 ყვითელი ფერის, წყალში უხსნადი ფხვნილია, ურთიერთქმედებს ტუტეებთან შესაბამისი ნაერთების წარმოქმნით, რომელთა მცირე რაოდენობით დამატება ზრდის ტყვიის მექანიკურ

თვისებებს, ხასიათდება აგრეთვე ნახევარგამტარული თვისებებით და გამოიყენება ელექტროტექნიკაში. ზოგიერთი მათგანი იხმარება ქიმიურ სინთეზში ტელურორგანული ნაერთების მისაღებად.

ქლორის ოქსიდები (Cl_2O – მოყავისფრო-ყვითელი აირი, ClO_2 – მომწვანო-ყვითელი აირი, Cl_2O_6 – მუქი წითელი აქროლადი სითხე, Cl_2O_7 – უფერო ზეთისებრი სითხე) წყალში გახსნისას წარმოქმნის უანგბადიან მჟავებს, რომლებშიც ქლორი, ისევე, როგორც ყველა უანგბადიან ნაერთში, ავლენს დადებით უანგვის ხარისხს. ქლორის ოქსიდები ძლიერი მჟანგავია. ქლორის ყველა ოქსიდი ფეთქებადია. ქლორის უანგბადნაერთები მიიღება არაპირდაპირი გზით, რადგან ქლორი უანგბადს უშუალოდ არ უერთდება.

ქლორ(I)-ის ოქსიდი (Cl_2O , ქვექლოროვანმჟავას ანჰიდრიდი), რომელიც მიიღება ქლორის მოქმედებით ვერცხლისწყალ(II)-ის ოქსიდზე ($HgO + 2Cl_2 = Cl_2O + HgCl_2$) მძიმე აირია, აღიზიანებს სასუნთქ ორგანოებს, არამდგრადი ნაერთია, ადვილად იშლება ქლორად და უანგბადად ($2Cl_2O = 2Cl_2 + O_2$); კარგად იხსნება წყალში და გამოიყენება ქვექლოროვანმჟავას და მისი შესაბამისი მარილების ჰიპოქლორიტების მისაღებად.

ქლორ(II)-ის დიოქსიდი (ClO_2 ანუ Cl_2O_4 , ქლოროვანმჟავასა და ქვექლორმჟავას ანჰიდრიდი) მიიღება ბერთოლეს მარილზე კონცენტრირებული გოგირდმჟავას მოქმედებით ($3KClO_3 + 3H_2SO_4 = 2ClO_2 + HClO_4 + 3KHSO_4 + H_2O$). იგი არის მსრჩოლავი ენდოთერმული ნაერთი, რის გამოც მცირე გახურებითაც აფეთქებით იშლება. ქლორის დიოქსიდი ძლიერი მჟანგავია. გამოიყენება ლაბორატორიულ პრაქტიკაში ქლოროვანმჟავას ($HClO_2$) და ქვექლორმჟავას ($HClO_3$) მისაღებად.

ქლორ(VI)-ის ტრიოქსიდი (ClO_3 ანუ Cl_2O_6 , ქვექლორმჟავას და ქლორმჟავას ანჰიდრიდი) მუქი წითელი ფერის ზეთისებრი სითხეა, ჩვეულებრივ პირობებში ნელა იშლება, წყალში გახსნის დროს მიიღება ქვექლორმჟავა ($HClO_3$) და ქლორმჟავა ($HClO_4$). ძირითადად იხმარება ზემოაღნიშნული მჟავებისა ($2ClO_3 + H_2O = HClO_3 + HClO_4$) და მათი შესაბამისი მარილების ($KClO_3$ და სხვ.) მისაღებად. $KClO_3$ (ბერთოლეს მარილი) დიდი გამოყენება პოვა ასანთის წარებაში, პიროტექნიკასა და მედიცინაში.

ქლორ(VII)-ის ოქსიდი (Cl_2O_7 , ქლორმჟავას ანჰიდრიდი) უფერო ზეთისებრი სითხეა, შედარებით მდგრადია, გახურებისას ($120^\circ C$) იშლება აფეთქებით.

იყენებენ ქლორმჟავას მისაღებად ($Cl_2O_7 + H_2O = 2HClO_4$) და მისი მარილების (ტეტრაოქსოქლორატების – პერქლორატების) წარმოებისთვის ($KClO_4$, $Ca(ClO_4)_2$ და სხვ.), რომლებსაც დიდი გამოყენება აქვთ ლაბორატორიულ ტექნიკაში (ჯანგვა-აღდგენით პროცესებში), ასევე იხმარება ზოგიერთი ფეთქებადი ნივთიერების დასამზადებლად.

ბრომის ოქსიდები (Br_2O , BrO_2 და BrO_3) არამდგრადი და ძნელად მისაღები ნივთიერებებია. ბრომ(I)-ის ოქსიდი (Br_2O) ყავისფერ-წითელი სითხეა, წყალში იხსნება ქვებრომოვანმჟავას წარმოქმნით ($Br_2O + H_2O = 2HBrO$). გამოიყენება ქვებრომოვანმჟავას და მისი შესაბამისი მარილების – ჰიპობრომიტების ($NBrO$, $KBrO$ და სხვ.) მისაღებად. ისინი ძლიერი მჟანგავებია და გამოიყენება ორგანულ ნაერთთა სინთეზში.

ბრომ(IV)-ისა და (VI)-ის დიოქსიდი და ტრიოქსიდი (BrO_2 , BrO_3) მიიღება ბრომისა და ჟანგბადის ნარევიდან დაბალი ტემპერატურის მილაკებში ელექტრული განმუხტვის პირობებში. იხმარება ქვებრომმჟავას და ბრომმჟავას, მათი შესაბამისი მარილების მიღებისა და გამოყენებისას, აგრეთვე ლაბორატორიებში როგორც ძლიერი მჟანგავები ორგანულ სინთეზში.

იოდის ჟანგბადნაერთებიდან აღსანიშნავია IO_2 (I_2O_4) და I_2O_5 , რომელთაგან უფრო მნიშვნელოვანია ეს უკანასკნელი (I_2O_5). იგი კრისტალური ნივთიერებაა. მიიღება ქვეიოდმჟავას გახურებით ($2HIO_3 = I_2O_5 + H_2O$). როგორც მჟანგავი გამოიყენება სხვადასხვა ნივთიერებასთან (H_2S , HCl და სხვ.) ურთიერთქმედებისთვის. ქვეიოდმჟავას ანჰიდრიდი (I_2O_5) იხმარება როგორც რეაქტივი CO -ს განსაზღვრისთვის (იოდომეტრული მეთოდი) $I_2O_5 + 5CO = I_2 + 5CO_2$.

სპილენძ(I)-ის ოქსიდი (Cu_2O) აგურისფერი, წყალში უხსნადი ნივთიერება კარგად იხსნება ამიაკსა და ჰალოგენწყალბადებში შესაბამისი კომპლექსნაერთების წარმოქმნით. მაღალ ტემპერატურაზე აღდგენის მოქმედებით ადვილად აღდგება თავისუფალ მეტალამდე ($Cu_2O + H_2 = 2Cu + H_2O$, $150^\circ C$; $CuO + CO = Cu + CO_2$, $200^\circ C$). უფრო მაღალ ტემპერატურაზე ($1025^\circ C$) Cu_2O გარდაიქმნება CuO -დ, ხოლო შემდეგ – იშლება ($2Cu_2O + O_2 = 4CuO$; $2Cu_2O = 4Cu + O_2$). მინერალი კუპრიტი (Cu_2O) გამოიყენება მეტალური სპილენძის მისაღებად ($Cu_2O + C = 2Cu + CO$, აღდგენა ხდება კოქსით).

სპილენძი(II)-ის ოქსიდი (CuO) შავი ფერის ფხვნილია, წყალში მცირედ იხსნება, ხოლო კონცენტრირებულ მჟავებსა და ამონიუმის იოდში კარგად ხსნადია. სპილენძი(II)-ს ოქსიდი ასევე იხსნება გაღებულ მინაში და აძლევს მას მომწვანო ლურჯ ფერს, ხოლო კოლოიდური CuO მინას ალისფრად ღებავს. აქედან გამომდინარე, CuO გამოიყენება ფერადი მინების, კერამიკული ჭიქურისა და მინანქრის წარმოებაში.

ვერცხლი(I)-ის ოქსიდი (Ag_2O) მოყავისფრო შავი ფერის, წყალში მცირედ ხსნადი ნივთიერებაა. სინათლის ზეგავლენით იგი იშლება და გარდაიქმნება AgO -დ. გაცხელებით ($200^{\circ}C$ -მდე) კი აღდგება მეტალურ ვერცხლამდე ($2Ag_2O = 4Ag + O_2$). ვერცხლი(I)-ის ოქსიდის ამიაკურ ხსნარზე აღმდგენის (გლუკოზა, ფორმალდეჰიდი) დამატებისას გამოიყოფა მეტალური ვერცხლი, რომელიც წარმოქმნის მბრწყინავ სარკისებრ შრეს ($Ag_2O + HCHO = 2Ag + HCOOH$). ანალოგიური რეაქციები გამოიყენება სარკის, თერმოსისა და დიუარის ჭურჭლის დასამზადებლად.

ოქრო(I)-ისა და (III)-ის ოქსიდები (Au_2O და Au_2O_3) მიიღება შესაბამისი ქლორიდის ურთიერთქმედებით ტუტესთან ($2AuCl + 2KOH = Au_2O + 2KCl + H_2O$). იგი ადვილად დისპროპორცირდება ($3Au_2O = 4Au + Au_2O_3$). Au_2O იისფერი, მყარი, ხოლო Au_2O_3 – ყავისფერი, არამდგრადი ნივთიერებაა. ოქროს ოქსიდებს წმინდა პრაქტიკული გამოყენება თითქმის არა აქვთ. თავად ოქროს შენადნობები ვერცხლთან და სპილენძთან გამოიყენება ელექტროტექნიკასა და სტომატოლოგიაში, საიუველირო ნაკეთობების დასამზადებლად, მინის, ფაიფურის, მეტალთა ზედაპირების დასაფარავად. კოლოიდურ ოქროს მედიცინაში იყენებენ როგორც ანტისეპტიკურ ნივთიერებას. ოქრო არის ძალიან ბევრი ქვეყნის ძირითადი სავალუტო მეტალი.

თუთიის ოქსიდი (ZnO) თეთრი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა, წყალში ცუდად იხსნება, ამფოტერულ ბუნებას ამჟღავნებს, იხსნება როგორც მჟავებში, ისე ტუტეებში სათანადო მარილების წარმოქმნით. ZnO -ს დიდი პრაქტიკული გამოყენება აქვს – იხმარება თეთრი საღებავის სახით (თუთიის თეთრა). თუთიის ოქსიდს მოიხმარს აგრეთვე რეზინისა და კერამიკის წარმოება. ZnO შედის იმ ნივთიერებათა ჯგუფში (თუთიის სულფიდი და სხვ.), რომლებსაც აქვთ ლუმინესცენციის (ცივი ნათების) უნარი, რომელიც ფართოდ გამოიყენება მეცნიერებასა და ტექნიკაში.

ZnO იხმარება ზოგიერთი სამკურნალო პრეპარატის მისაღებად, რომელიც გამოიყენება მედიცინასა და კოსმეტოლოგიაში. თუთიის ოქსიდს ასევე იყენებენ როგორც კატალიზატორს სპირტების სინთეზში.

კადმიუმის ოქსიდი (CdO) მოყვითალო-ყავისფერი ფხვნილია, წყალში ცუდად იხსნება. კარგად იხსნება მჟავებში შესაბამისი მარილების წარმოქმნით. გამოიყენება საღებავებისა და ფერადი მინების წარმოებაში. CdO -ს ორთქლი ძალიან ტოქსიკურია.

ვერცხლისწყლის ოქსიდი (HgO) წითელი ფერის ფხვნილია. იგი მიიღება ვერცხლისწყლის გახურებით ($350^{\circ}C$). ვერცხლისწყლის ოქსიდი ადვილად იშლება $500^{\circ}C$ -ზე მაღალ ტემპერატურაზე, HgO -ს მიღებისა და დაშლის რეაქციები შექცევადი პროცესებია: $Hg + 1/2O_2 \xrightleftharpoons[500^{\circ}C]{350^{\circ}C} HgO$. ვერცხლისწყლის ოქსიდი მიზანმიმართულად გამოიყენება ფუნგიციდური და ბაქტერიციდული დანიშნულებით მედიცინასა და სოფლის მეურნეობაში.

სკანდიუმ(III)-ისა და იტრიუმ(III)-ის ოქსიდები (Sc_2O_3 და Y_2O_3) უფერო, ჰიგროსკოპული და ძნელდნობადებია, ცუდად იხსნება წყალსა და ტუტეში, კარგად მჟავაში შესაბამისი მარილების წარმოქმნით. სკანდიუმის ოქსიდის შემცველ ზოგიერთ ფერიტს იყენებენ ელექტროგამომთვლელ მანქანებში, აგრეთვე საავიაციო და რაკეტულ ტექნიკაში. იტრიუმის ოქსიდი გამოიყენება რადიოელექტრონიკასა და ელექტროგამომთვლელ მანქანებში, აგრეთვე როგორც კონსტრუქციული მასალის კომპონენტი ბირთვულ ტექნიკაში.

ლანთანისა და აქტინიუმის ოქსიდები (La_2O_3 და Ac_2O_3) უფერო კრისტალებია, იხსნება წყალში დიდი რაოდენობით სითბოს გამოყოფით, ასევე იხსნება მჟავაში შესაბამისი მარილის წარმოქმნით. ლანთანის ოქსიდი გამოიყენება როგორც კატალიზატორი ბიოქიმიურ პროცესებში. ასევე იყენებენ მინის მრეწველობაში, რომელიც მინას ანიჭებს ულტრაიისფერი სხივების შთანთქმის უნარს. აქტინიუმის ოქსიდი იხმარება ისეთი მნიშვნელოვანი მარილების მისაღებად, როგორცაა ქლორიდები, სულფატები, ფტორიდები, ფტოროსილიკატები და სხვ. აქტინიუმის ყველა ნაერთი, მათ შორის, ოქსიდიც მომწამლაგია და მათთან მუშაობა სახიფათოა (განსაკუთრებით იმის გამო, რომ იგი α -გამოსხივების წყაროა).

ტიტან(II)-ის, (III)-ისა და (IV)-ის ოქსიდები (TiO , Ti_2O_3 , TiO_2 – ტიტანის დიოქსიდი, ტიტანის თეთრა). ტიტან(II)-ის ოქსიდი ოქროსფერი მასის სახით

მიიღება ტიტანის დიოქსიდისა და მეტალური ტიტანის ნარევის ვაკუუმში გახურებისას ($TiO_2 + Ti = 2TiO$, $1700^{\circ}C$). ტიტან(III)-ის ოქსიდი მიიღება ტიტან(IV)-ის ოქსიდის აღდგენით მაღალ ტემპერატურაზე ($2TiO_2 + C = Ti_2O_3 + CO$). იგი იისფერია, მცირედ იხსნება წყალში, ხოლო კარგად – გოგირდმჟავაში. ტიტან(IV)-ის ოქსიდი, დიოქსიდი (TiO_2) ბუნებაში გავრცელებულია – რუთილის, ბრუკიტისა და სხვა სახით, რომლებიც ერთმანეთისგან განსხვავდება სიმეტრიის ღერძებით, ფერით, სიმკვრივით. მიიღება ტიტანის დაწვით ქანგბადის არეში ($Ti + O_2 = TiO_2$). იგი თეთრი ფხვნილია, მცირედ იხსნება განზავებულ მჟავებში, ტუტეებსა და წყალში. კარგად იხსნება კონცენტრირებულ გოგირდმჟავასა და ნატრიუმის ტუტის ნაღობში.

ტიტანის ოქსიდები, განსაკუთრებით ტიტანის დიოქსიდი (TiO_2) გამოიყენება ძნელდნობადი მინის, ჭიქურის, მინანქრისა და ზეთის თეთრი საღებავების დასამზადებლად.

ციროკონიუმ(IV)-ის დიოქსიდი (ZrO_2) მიიღება მეტალური ციროკონიუმის გახურებით ქანგბადის არეში ($Zr + O_2 = ZrO_2$). იგი თეთრი ფხვნილია, ძნელდნობადი, ქიმიური რეაგენტების მიმართ მდგრადი ნაერთი.

ციროკონიუმის დიოქსიდი საუკეთესო ცეცხლაგამძლე, მაღალხარისხოვანი მასალაა და გამოიყენება ტიგელების, ღუმელების ამოსაგებად, აგრეთვე ცეცხლაგამძლე და მუავაგამძლე აგურის, ფაიფურისა და მინის (ელექტროიზოლატორის), მინანქრის, ჭიქურისა და მდგრადი საღებავების დასამზადებლად.

ჰაფნიუმ(IV)-ის დიოქსიდი (HfO_2) თეთრი ნივთიერებაა, წყალში მცირედ ხსნადი, ძნელდნობადი ($2790^{\circ}C$), ქიმიურად საკმაოდ ინერტულია – ცივ განზავებულ მჟავებსა და ტუტეებში არ იხსნება, დიამაგნიტურია. ჰაერზე, ჩვეულებრივ პირობებში, მეტალური ჰაფნიუმი იფარება შესაბამისი დიოქსიდის (HfO_2) მტკიცე შრით და იცავს მას შემდგომი კოროზიისგან.

ჰაფნიუმის დიოქსიდი გამოიყენება მაღალი გარდატეხის მახვენებლის მქონე ოპტიკური მინების დასამზადებლად.

ვანადიუმ(II)-ის, (III)-ის, (IV)-ისა და ვანადიუმ(V)-ის ოქსიდები (VO , V_2O_3 , VO_2 და V_2O_5).

ვანადიუმ(II)-ის ოქსიდი (VO) მიიღება ვანადიუმის უფრო მაღალი ოქსიდის მეტალოთერმული აღდგენით ($2V_2O_3 + 4K = 4VO + K_2O_2$). იგი მონაცრისფრო-შავი კრისტალია, მისი ჰიდრატი სუსტი ფუძეა.

ვანადიუმ(III)-ის ოქსიდს (V_2O_3) იღებენ ვანადიუმ(V)-ის ოქსიდის (V_2O_5) აღდგენით – წყალბადით ან CO -თი მაღალ ტემპურატურაზე ($V_2O_5 + 2H_2 = V_2O_3 + 2H_2O$ ან $V_2O_5 + 2CO = V_2O_3 + 2CO_2$). იგი შავი ფერის, ძნელდნობადი, პარამაგნიტური კრისტალია, ჰაერზე ნელა იჟანგება. V_2O_3 გამოიყენება ფერადი მინების მისაღებად და აგრეთვე პირველადი სპირტების დაშლის კატალიზატორად.

ვანადიუმ(IV)-ის ოქსიდი (VO_2) მიიღება ვანადიუმ(III)-ის ოქსიდის ჰაერზე ნელი ჟანგვით ($2V_2O_3 + O_2 = 4VO_2$). იგი მყარი კრისტალური ნივთიერებაა, ძნელდნობადია, ცუდად იხსნება წყალში, როგორც ამფოტერული ნივთიერება იხსნება მჟავასა და ტუტეში შესაბამისი მარილების წარმოქმნით. ვანადიუმის დიოქსიდი იხმარება ქიმიურ მრეწველობაში როგორც ერთ-ერთი საუკეთესო კატალიზატორი გოგირდმჟავას წარმოებაში, აგრეთვე მინის, კერამიკისა და მრეწველობის სხვა დარგებში.

ვანადიუმ(V)-ის ოქსიდი (V_2O_5 , ანჰიდრიდი) ყველაზე მნიშვნელოვანია ვანადიუმის ოქსიდებს შორის პრაქტიკული გამოყენების მხრივ. ვანადიუმის ანჰიდრიდი მიიღება მეტალური ვანადიუმის ფხვნილის დაწვით ჟანგბადში ($4V + 5O_2 = 2V_2O_5$). იგი მყარი კრისტალური ნივთიერებაა სუსტი პარამაგნიტური თვისებებით, ხასიათდება წყალში შეზღუდული ხსნადობით, ცუდად იხსნება სპირტში, კარგად ხსნადია ტუტეებში (როგორც მჟავური ოქსიდი) შესაბამისი მარილების – მეტავანადატის, პიროვანადატისა და ორთოვანადატის წარმოქმნით (KVO_3 , $K_4V_2O_7$ და K_3VO_4). აქედან ყველაზე მნიშვნელოვანია ამონიუმის ვანადატი (NH_4VO_3), რომელიც საწყისი ნივთიერებაა ვანადიუმის სხვა ნაერთების მისაღებად. მათი უმრავლესობა გამოიყენება როგორც სასუქი სოფლის მეურნეობაში და სამკურნალწამლო საშუალებები – მედიცინაში. ვანადიუმის ანჰიდრიდი იხმარება ზოგიერთი ორგანული სინთეზის დროს.

ტანტალ(I)-ის, (II)-ის, (III)-ის და (V)-ის ოქსიდები (Ta_2O , TaO , Ta_2O_3 და Ta_2O_5), რომელთაგან მნიშვნელობით და გამოყენების თვალთახედვით გამორჩეულია ტანტალის პენტაოქსიდი (Ta_2O_5). ყველაზე ხშირად იგი მიიღება

მეტალური ტანტალის გახურებით ჟანგბადის არეში ($1600^{\circ}C$, $4Ta + 5O_2 = 2Ta_2O_5$) ან ტანტალ(V)-ის ჰიდრატირებული ოქსიდის გაუწყლოებით გახურებისას ($Ta_2O_5 \cdot nH_2O = Ta_2O_5 + nH_2O$). ტანტალის პენტაოქსიდი არის თეთრი მყარი ნივთიერება, რომელიც არ იხსნება წყალსა და მჟავებში (მდნობი მჟავას HF -ის გამოკლებით). იგი ამფოტერული ოქსიდია. ლაბისებრი თეთრი ნალექი ($Ta_2O_5 \cdot nH_2O$) წყლის ცვალებადი შემცველობით ამჟღავნებს კოლოიდური ხსნარების წარმოქმნის უნარს. Ta_2O_5 გამოიყენება სინთეზური ბოჭკოს წარმოებაში, სინთეზური მემბრანების დასამზადებლად – კვების მრეწველობაში, აგრეთვე როგორც კატალიზატორი გრაფიტისგან ხელოვნური ალმასის მისაღებად.

ქრომ(III)-ისა და (VI)-ის ოქსიდები (Cr_2O_3 და CrO_3) მეტალური ქრომის ყველაზე მნიშვნელოვანი ოქსიდებია. ქრომის ტრიოქსიდი (Cr_2O_3) მწვანე ჰექსაგონალური კრისტალების ფხვნილია, ძნელდნობადი ($2265^{\circ}C$), ქიმიურად ინერტული, წყალში უხსნადია, მჟავებსა და ტუტეებში ძნელად, მაგრამ მაინც იხსნება. მისი ამფოტერული თვისებები მჟღავნდება შესაბამის მჟავებთან და ტუტეებთან შედნობის პროცესში ($Cr_2O_3 + 2KOH = 2KCrO_2 + H_2O$; $Cr_2O_3 + 3H_2SiO_3 = Cr_2(SiO_3)_3 + 3H_2O$), Cr_2O_3 ინტენსიური შეფერილობისა და მდგრადობის გამო მინერალურ საღებავს წარმოადგენს კერამიკისა და მინისთვის და ამიტომ მას ფართოდ იყენებენ სილიკატურ წარმოებაში. ქრომის ტრიოქსიდი სიმაგრით კორუნდს უახლოვდება – გამოიყენება აბრაზიულ მასალად. ალუმინის ოქსიდთან მცირე რაოდენობით ქრომის ტრიოქსიდის შედნობისას მიიღება ხელოვნური ლალი (ნახევრად ძვირფასი ქვა), რომელსაც იყენებენ საიუველირო საქმესა და კვანტურ გენერატორებში.

ქრომ(VI)-ის ოქსიდი (CrO_3 , ქრომის ანჰიდრიდი) მიიღება ნატრიუმის ან კალიუმის ქრომატზე ან დიოქრომატზე ჭარბი კონცენტრირებული გოგირდმჟავას მოქმედებით ($Na_2CrO_4 + H_2SO_4 = CrO_3 + Na_2SO_4 + H_2O$; $K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 = 2CrO_3 + K_2SO_4 + H_2O$). ქრომ(VI)-ის ოქსიდი წითელი კრისტალური ნივთიერებაა. იგი მჟავა ოქსიდია, შეესაბამება ორი მჟავა: ქრომმჟავა და დიქრომმჟავა ($CrO_3 + H_2O = H_2CrO_4$; $2CrO_3 + H_2O = H_2Cr_2O_7$). ორივე მჟავა არსებობს მხოლოდ წყალხსნარში და თავისუფალ მდგომარეობაში გამოყოფის პროცესში იშლება ქრომის ანჰიდრიდად (CrO_3) და წყლად (H_2O), თუმცა მათი მარილები საკმაოდ მტკიცეა.

ქრომის ტრიოქსიდს (CrO_3) ხშირად იყენებენ ორგანული ნივთიერებების დასაუანგად, მაგალითად, მისი მოქმედებით ეთილის სპირტი ააღდება ($C_2H_5OH + 4CrO_3 = 2Cr_2O_3 + 2CO_2 + 3H_2O$). მშრალი ქრომის ანჰიდრიდი გამოიყენება ამიაკის დასაუანგად აზოტად და წყლად ($2CrO_3 + 2NH_3 = N_2 + 3H_2O + Cr_2O_3$).

მოლიბდენის ოთხი ოქსიდიდან (Mo_2O_3 , MoO_2 , Mo_2O_5 და MoO_3) ყველაზე მდგრადია მოლიბდენის ტრიოქსიდი (MoO_3), რომელიც მიიღება მეტალური მოლიბდენის გახურებით ($570^\circ C$) ჰაერზე ($2Mo + 3O_2 = 2MoO_3$). ადვილად მიიღება აგრეთვე მოლიბდენის დიოქსიდი ($Mo + O_2 = MoO_2$). მოლიბდენის დანარჩენ ოქსიდებს პრაქტიკული გამოყენება არ აქვთ. მოლიბდენის ტრიოქსიდი ფხვნილია, გათბობით ყვითელ შეფერილობას იძენს, წყალში ძნელად იხსნება. ადვილად იხსნება ტუტეში. ძნელად იხსნება მდნობ მჟავასა (HF) და კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში. მოლიბდენის დიოქსიდი იისფერია, წყალში უხსნადია, იძენს სუსტ ფუძე თვისებებს, ძნელად იხსნება მჟავებში.

მოლიბდენის ტრიოქსიდი ამჟღავნებს რა მჟავურ თვისებებს, იხსნება ტუტეში და გამოიყენება მოლიბდენმჟავას მარილების – მოლიბდატების მისაღებად ($MoO_3 + 2NaOH = Na_2MoO_4 + H_2O$). მოლიბდენის საღებავი ფართოდ გამოიყენება ტექნიკასა და ყოფაცხოვრებაში – ხასიათდება მაღალი სტაბილურობით, ბზინვარებით და კარგი დამფარავი თვისებებით.

ვოლფრამის დიოქსიდი (WO_2) და ტრიოქსიდი (WO_3) მიიღება მეტალური ვოლფრამის გახურებით ($600^\circ C$) წყლის ორთქლთან ($W + 2H_2O = WO_2 + 2H_2$), ხოლო უფრო მაღალ ტემპერატურაზე ($900^\circ C$) გაცხელებისას ვოლფრამისა და უანგბადის ურთიერთქმედებით ($2W + 3O_2 = 2WO_3$). ვოლფრამის დიოქსიდი და ტრიოქსიდი იხმარება ვოლფრამიტებისა და ვოლფრამატების მისაღებად ($WO_2 + 2KOH = K_2WO_3 + H_2O$; $WO_3 + K_2O = K_2WO_4$), რომლებიც მაღალი ელექტროგამტარობისა და თერმული გაფართოების მცირე კოეფიციენტის გამო გამოიყენება მინებთან შედუღებისთვის. ასევე მათი გამოყენება შეიძლება ქიმიური რეაქტივების, კატალიზატორების, ზეთის საღებავების და კერამიკის შემფერადებლად, ხის ნაკეთობებისა და ქსოვილების გასაუფენთად ცეცხლისგან დაცვის მიზნით.

მანგანუმ(II)-ის, (III)-ის, (IV)-ის, (VII)-ის მარტივი (MnO , Mn_2O_3 , MnO_2 , Mn_2O_7) და ერთი შერეული (Mn_3O_4 ანუ $MnO \cdot Mn_2O_3$) ოქსიდებიდან MnO -სა და

Mn_2O_3 -ს აქვთ ფუძე თვისებები, MnO_2 -ს ამფოტერული, ხოლო უმაღლესი ოქსიდი Mn_2O_7 არის მანგანუმჟავას ($HMnO_4$) ანჰიდრიდი. ცნობილია, აგრეთვე მანგანუმ(VI)-ის წარმოებულები, მაგრამ მისი შესაბამისი ოქსიდი (MnO_3) არ არის მიღებული. MnO მწვანე ფერის, ძნელდნობადი ($1780^{\circ}C$) ნახევარგამტარული თვისებების მქონე ნაერთია. წყალში არ იხსნება. შესაბამისი ჰიდროქსიდი მიიღება არაპირდაპირი გზით – მანგანუმ(II)-ის ხსნად მარილზე ტუტის მოქმედებით ($MnCl_2 + 2NaOH = Mn(OH)_2 + 2NaCl$). მანგანუმ(II)-ის ჰიდროქსიდი თეთრი ნალექია, ამჟღავნებს მხოლოდ ფუძე თვისებებს – იხსნება მჟავებში ($Mn(OH)_2 + 2HNO_3 = Mn(NO_3)_2 + 2H_2O$), მაგრამ არ იხსნება ტუტეში. ჰაერზე სწრაფად მუქდება, იჟანგება მანგანუმ(IV)-ის ჰიდროქსიდად ($2Mn(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 2Mn(OH)_4$). მანგანუმ(III)-ის ოქსიდი (Mn_2O_3) შავი ფერისაა, ბუნებაში მოიპოვება მინერალ ბრაუნიტის სახით. შავი ფერის მანგანუმის დიოქსიდი (MnO_2) მანგანუმის ყველაზე მდგრადი ნაერთია (ცნობილია მინერალ პიროლიზიტის სახით). იგი ამფოტერული ოქსიდია, მაგრამ მასში როგორც მჟავური, ასევე ფუძე თვისებები ძალიან სუსტად არის გამოსახული. მანგანუმის დიოქსიდი ძლიერი მჟანგავია და ფართოდ გამოიყენება ტექნიკასა და ლაბორატორიულ პრაქტიკაში. მისგან მზადდება კატალიზატორი „გოპკალიტი“, რომელიც ოთახის ტემპერატურაზე CO -ს ჟანგავს CO_2 -ად. MnO_2 -მა გამოიყენება პოვა ლეკლანშეს ელემენტში, როგორც დეპოლარიზატორმა. იგი მინის წარმოებაში იხმარება როგორც გამაუფერებელი, გამოიყენება აგრეთვე ასანთის წარმოებაში. Mn_2O_7 მომწვანო-მურა ფერის ზეთისებრი სითხეა, ძლიერი დამჟანგავია – ეთერი და სპირტი მასთან შეხებისას ააღდება, რკინა(II)-ის მარილები გარდაიქმნება რკინა(III)-ის მარილებად, გოგირდოვანმჟავა-გოგირდმჟავად. იგი მიიღება კალიუმის პერმანგანატის კონცენტრირებული გოგირდმჟავითი დამუშავების დროს ($2KMnO_4 + H_2SO_4 = Mn_2O_7 + K_2SO_4 + H_2O$). მანგანუმ(VII)-ის ოქსიდი ტიპური მჟავური ოქსიდია, ადვილად ურთიერთქმედებს წყალთან მანგანუმჟავას წარმოქმნით ($Mn_2O_7 + H_2O = 2HMnO_4$).

ტექცენიუმ(IV)-ისა და (VII)-ის ოქსიდები (TcO_2 და Tc_2O_7).

ტექცენიუმ(IV) ოქსიდი მიიღება ამონიუმის პერტექნატის თერმული დაშლით ($2NH_4TcO_4 = 2TcO_2 + N_2 + 4H_2O$). იგი ამფოტერული თვისებების, შავი ფერის ფხვნილია. ჰაერისა და ჟანგბადის მოქმედებით იჟანგება Tc_2O_7 -მდე

$(4Tc + 7O_2 = 2Tc_2O_7)$. Tc_2O_7 ჰიგროსკოპული ყვითელი კრისტალებია, პარამაგნიტური თვისებებით; ადვილად იხსნება წყალში ტექნეციუმჟავას ($HTcO_4$) წარმოქმნით ($Tc_2O_7 + H_2O = 2HTcO_4$). ტექცენიუმ(VII)-ის ოქსიდი ასევე გამოიყენება მისი შესაბამისი მარილების – პერტექნატების მისაღებად ($Tc_2O_7 + 2NH_3 + H_2O = 2NH_4TcO_4$), რომლებიც ძალიან მნიშვნელოვანი ნაერთებია, როგორც თეორიული, ასევე პრაქტიკული ქიმიის თვალსაზრისით, რადგან ისინი ხასიათდებიან ძლიერი მუანგავი თვისებებით (ატომურ რეაქტორებში გამოყენების პერსპექტივით).

რკინის ოქსიდები (FeO , Fe_2O_3 და Fe_3O_4)

რკინა(II)-ის ოქსიდი (FeO) – მიიღება მეტალური რკინის დაუანგვით ($2Fe + O_2 = 2FeO$), ჰაერის შეუღწევლად რკინის ოქსალატის თერმული დაშლით ($FeC_2O_4 = FeO + CO + CO_2$), რკინა(III)-ის ოქსიდის ნახშირბად(II)-ის ოქსიდით აღდგენით ($Fe_2O_3 + CO = 2FeO + CO_2$, $500^\circ C$ -ზე), რკინის კარბონატის თერმული დაშლით ($FeCO_3 = FeO + CO_2$, $580^\circ C$ -ზე). რკინის მონოოქსიდი არის შავი ფერის, არამდგრადი, კრისტალური ფხვნილი. იგი წყალსა და ტუტეში არ იხსნება, ხოლო მუავაში იხსნება შესაბამისი მარილის წარმოქმნით ($FeO + 2HCl = FeCl_2 + H_2O$).

რკინა(III)-ის ოქსიდი (Fe_2O_3) – მიიღება მეტალური რკინის დაუანგვით ჰაერზე ($4Fe + 3O_2 = 2Fe_2O_3$, $200^\circ C$ ზევით), რკინის ჰიდროქსიდის, ნიტრატისა და პირიტის გავარვარებით ჰაერზე ($2Fe(OH)_3 = Fe_2O_3 + 3H_2O$, $700^\circ C$; $4Fe(NO_3)_3 = 2Fe_2O_3 + 12NO_2 + 3O_2$, $800^\circ C$; $4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2$); იგი არის წითელი ფერის კრისტალური ფხვნილი, არ იხსნება წყალში, ამჟღავნებს სუსტ ამოფოტერულ თვისებებს – ურთიერთქმედებს როგორც ტუტესთან (შედნობით), ასევე მუავასთან ($Fe_2O_3 + 2KOH = 2KFeO_2 + H_2O$, $Fe_2O_3 + 3H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + 3H_2O$).

მაგნიტური რკინაქვა (Fe_3O_4 მაგნეტიტი), წითელი რკინაქვა (Fe_2O_3 ჰემატიტი), მურა რკინაქვა ($Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$ ლიმონიტი) და სხვა რკინის ოქსიდები მიეკუთვნება რკინის მნიშვნელოვან მადნებს, რომლებისგანაც ნახშირბად(II)-ის ოქსიდით (CO), კოქსით (C), წყალბადით (H) და ალუმინით (Al) აღდგენისას მიიღება კაცობრიობისთვის უძველესი დროიდან ცნობილი და ყველაზე

მნიშვნელოვანი მეტალი რკინა ($Fe_3O_4 + 4CO = 3Fe + 4CO_2$, $Fe_2O_3 + 3C = 2Fe + 3CO$, $Fe_2O_3 + 3H_2 = 2Fe + 3H_2O$, $3Fe_3O_4 + 8Al = 9Fe + 4Al_2O_3$).

რკინა(II, III)-ის ოქსიდი (Fe_3O_4 , შერეული ოქსიდი, რკინის ხენჯი). ბუნებაში მოიპოვება მაგნიტური რკინაქვის სახით. შერეული ოქსიდია – $FeO \cdot Fe_2O_3$. იგი მიიღება რკინის ჟანგბადში ან გავარვარებულ რკინაზე წყლის ორთქლის მოქმედებით ($3Fe + 2O_2 = Fe_3O_4$; $3Fe + 4H_2O \rightleftharpoons Fe_3O_4 + 4H_2$, $700^\circ C$ -მდე), ხოლო უფრო მაღალ ტემპერატურამდე გაცხელებისას ($1200^\circ C$ -ზე) რკინა ჟანგად (Fe_2O_3) გადაიქცევა. Fe_3O_4 შავი ფერის ფხვნილია, წყალში არ იხსნება, დენის კარგი გამტარია.

რკინის ოქსიდს აქვს მნიშვნელოვანი გამოყენება, როგორც საღებავების პიგმენტს, ასევე როგორც მინერალურ საღებავსა და ძირითად კომპონენტს მელნის წარმოებაში. რკინის ოქსიდის იონები მონაწილეობენ ჰემოგლობინის მიერ ჟანგბადის გადატანის პროცესში ფილტვებიდან ქსოვილთა უჯრედებში. რკინის ოქსიდების მონაწილეობა აუცილებელია მცენარეთა ნორმალური ზრდა-განვითარებისთვის, რადგან ნიადაგში რკინის უკმარისობის შემთხვევაში მცენარე ავადდება, მცირდება ქლოროფილის სინთეზის პროცესი, ყოვნდება მათი ზრდა და განვითარება. რკინის ზოგიერთი ნაერთი იხმარება როგორც კოაგულანტი წყლის გასუფთავების პროცესში. Fe_2O_3 -ის ურთიერთქმედება მჟავებთან გამოყენებას პოულობს რკინა(III)-ის მარილების სინთეზში.

რკინის ხენჯისა (Fe_3O_4) და ეკვივალენტური რაოდენობით აღებული ალუმინის ფხვნილის ნარევის (ასეთ ნარევს თერმიტი ეწოდება, ხოლო პროცესს – ალუმინთერმია) ანთებით წარიმართება ძლიერი ეკზოთერმული რეაქცია. ამ დროს ისეთი მაღალი ტემპერატურა ($3000^\circ C$) ვითარდება, რომ რეაქციის ($3Fe_3O_4 + 8Al = 9Fe + 4Al_2O_3$) ორივე პროდუქტი დნება – რელსებისა და ფოლადისგან ჩამოსხმული დეტალების შეღუღება ხდება.

კობალტის ოქსიდები (CoO , Co_2O_3 და Co_3O_4).

კობალტ(II)-ის ოქსიდი (CoO) მიიღება მეტალურ კობალტზე ჟანგბადის ან წყლის ორთქლის მოქმედებით ($940^\circ C$ -ზევით), აგრეთვე კობალტ(II)-ის ჰიდროქსიდის გავარვარებით ჰაერის შეუღწევად ($2Co + O_2 = 2CoO$; $Co + H_2O = CoO + H_2$, $Co(OH)_2 = CoO + H_2O$). იგი მონაცრისფრო-მწვანე კრისტალური ფხვნილია, ძალიან მდგრადი ($2860^\circ C$ -მდე), წყალში უხსნადი ნივთიერება. CoO ფუძე ოქსიდია და ურთიერთქმედებს ძლიერ მჟავებთან

შესაბამისი მარილების წარმოქმნით ($CoO + 2HNO_3 = Co(NO_3)_2 + H_2O$; $CoO + H_2SO_4 = CoSO_4 + H_2O$). კობალტ(II)-ის ოქსიდის შედნობით ჭარბ კალიუმის ან ნატრიუმის ტუტესთან მიიღება ლურჯი ფერის კალიუმისა და ნატრიუმის კობალტი ($CoO + 2NaOH = Na_2CoO_2 + H_2O$). კობალტ(II)-ის ოქსიდის ძლიერი გახურებისას ($800-1500^\circ C$) მეტალთა სხვადასხვა ოქსიდთან (Al_2O_3 , Cr_2O_3 , MnO_2 და სხვ.) წარმოიქმნება ზუსტად განსაზღვრული შედგენილობის ნაერთები ან მყარი ხსნარები, რომელთა შეფერილობა შეიძლება იყოს ლურჯი, მწვანე ან ვარდისფერი. მღებავ პიგმენტებს მიეკუთვნება ტენარის ლურჯი (საფუძველი უდევს $Co[Al_2O_4]$) ან მყარი ხსნარი ($Co[Al_2O_4 \cdot Co_3O_4]$ -თან ან CoO -თან), ლაჟვარდოვან-ლურჯი სტანატი (Co_2SnO_4 -ის ნარევი SnO_2 -სა და SiO_2 -თან), რინმანის მწვანე $CoZnO_2$, ვარდისფერი კობალტი (CoO და MgO მყარი ხსნარი).

კობალტ(III)-ის ოქსიდის (Co_2O_3) მიღება შეიძლება მაღალ ტემპერატურაზე ($\sim 300^\circ C$) გახურების პროცესში ($4Co + 3O_2 = 2Co_2O_3$). კობალტის ტრიოქსიდი ასევე კობალტ(II)-ის ნიტრატის გახურებით ($180^\circ C$, $4Co(NO_3)_2 = 2Co_2O_3 + 8NO_2 + O_2$). იგი შავი ჰექსაგონალური სისტემის, წვრილი ფორმის კრისტალებია, გახურებისას მისგან წარმოიქმნება Co_3O_4 . კობალტ(III)-ის ოქსიდი უნაგავს მარილმჟავას ქლორის გამოყოფით ($Co_2O_3 + 6HCl = 2CoCl_2 + Cl_2 + 3H_2O$). მიუხედავად იმისა, რომ კობალტის ტრიოქსიდი შედარებით მდგრადი ოქსიდია, საერთოდ, უნდა ითქვას, რომ კობალტ(III)-ის ნაერთები გაცილებით არამდგრადია, ვიდრე რკინა(III)-ის ანალოგიური ნაერთები და ამჟღავნებენ ძლიერ მუანგავ თვისებებს.

კობალტ(II)-ისა და (III)-ის შერეული ოქსიდი (Co_3O_4) მიიღება ფხვნილისებრი მეტალური კობალტის ჰაერზე გავარვარებით ($300-400^\circ C$, $3Co + 2O_2 = Co_3O_4$ ანუ $Co^{2+}[Co_2^{3+}O_4]$). იგი შავი ფერის, ოქტაედრული კრისტალებია, იხსნება მჟავებში, მაგალითად, მარილმჟავაში ქლორის გამოყოფით ($Co_3O_4 + 8HCl = 3CoCl_2 + Cl_2 + 4H_2O$), ხოლო გოგირდმჟავაში – უანგბადის გამოყოფით ($2Co_3O_4 + 6H_2SO_4 = 6CoSO_4 + O_2 + 6H_2O$).

კობალტის ოქსიდებს იყენებენ იმასთან დაკავშირებით, რომ რადგან მადნებში მეტალური კობალტის შემცველობა უმნიშვნელოა, ამიტომ კობალტ-შემცველი მადნებიდან იღებენ კობალტის ოქსიდებს, ხოლო შემდეგ ოქსიდებს ადაღვენენ წყალბადით ($250-1100^\circ C$) და მიიღება მეტალური

კობალტი ფხვნილის სახით ($Co_2O_3 + 3H_2 = 2Co + 3H_2O$, $CoO + H_2 = Co + H_2O$). კობალტის ოქსიდებს იყენებენ, აგრეთვე თავისუფალი კობალტის მისაღებად ალუმინთერმული აღდგენით ($2500 - 3300^\circ C$, $3Co_3O_4 + 8Al = 9Co + 4Al_2O_3$; $3CoO + 2Al = 3Co + Al_2O_3$). ზესუფთა მეტალური კობალტი მიიღება კობალტის სულფატის ($CoSO_4 \cdot 7H_2O$ ხსნარის ელექტროლიზით ($50 - 60^\circ C$) და მისი შემდგომი ელექტროლიტური რაფინირებით.

კობალტის მონოოქსიდი (CoO) გამოიყენება კობალტ(II)-ის მარტივი მარილების უმეტესობის მისაღებად. ამ მიზნით აღნიშნულ ოქსიდს ამუშავებენ სხვადასხვა მჟავას საშუალებით ($CoO + 2HCl = CoCl_2 + H_2O$; $CoO + H_2SO_4 = CoSO_4 + H_2O$ და სხვ.). ასევე კობალტ(II)-ის ოქსიდის შედნობით ჭარბი კალიუმის ან ნატრიუმის ტუტეებთან მიიღება ლურჯი ფერის კალიუმისა და ნატრიუმის კობალტიტი ($CoO + 2NaOH = Na_2CoO_2 + H_2O$).

კობალტის ოქსიდებს იყენებენ ფერადი (ლურჯი, მწვანე, ვარდისფერი) მინანქრის, ფაიანსის, ფაიფურისა და მინის მრეწველობაში, აგრეთვე ჟანგვისა და დაშლის რეაქციების კატალიზატორად. Co_3O_4 გამოიყენება ისეთი მინის დასამზადებლად, რომელიც შთანთქავს ულტრაიისფერ სხივებს აგრეთვე როგორც ამიაკის მუანგავი კატალიზატორი.

ნიკელის ოქსიდები (NiO , Ni_2O_3) – ნიკელი წარმოქმნის ორი სახის ოქსიდს და მათ შესაბამის ჰიდროქსიდებს; მაგრამ ცნობილია მხოლოდ ნიკელ(II)-ის და არა Ni (III)-ის მარილები, რომელთა უმრავლესობა მწვანე ფერისაა.

ნიკელ(II)-ის ოქსიდი (NiO) მიიღება მეტალური ნიკელის ფხვნილის გახურებით ($500^\circ C$) ჟანგბადთან ($2Ni + O_2 = 2NiO$) ან ნიკელ(II)-ის კარბონატის ($NiCO_3 = NiO + CO_2$) და ასევე ნიტრატისა და სულფატის გავარვარებით ($1000 - 1100^\circ C$) ტემპერატურამდე. ნიკელის ოქსიდი – NiO გვხვდება აგრეთვე ბუნებაში მინერალ ბუნზენიტის სახით – იგი არაგამჭვირვალე, მუქი მწვანე ოქტაედრული კრისტალებია მაშინ, როდესაც შესაბამისი გადამუშავებით (ნიკელის კარბონატიდან, სულფატიდან და ა.შ.) მიღებული ოქსიდი (NiO) მონაცრისფრო-მწვანე კუბური კრისტალებია, წყალში მცირედ ხსნადი, კარგად ხსნადია მჟავებში – წარმოიქმნება ნიკელ(II)-ის მარილები. ნიკელის მონოოქსიდის ფუძე თვისებები ვლინდება ამონიუმის მარილებზე მოქმედებისას,

საიდანაც იგი აძევებს ამიაკს, რეაგირებს მჟავურ ოქსიდებთან (WO_3 -სა და MoO_3 -თან), ხელს უწყობს $KMnO_4$ -ის დაშლას ($100-105^\circ C$ -ზე), ჟანგავს ამიაკს.

ნიკელის მონოოქსიდი გამოიყენება კატალიზატორად, კერამიკულ წარმოებაში მწვანე პიგმენტად, მინისა და მინანქრის დასამზადებლად და სხვ.

ნიკელ(III)-ის ოქსიდი (Ni_2O_3) მიიღება ნიკელ(II)-ის ნიტრატის გახურებით ($250-300^\circ C$) ჰაერზე ($4Ni(NO_3)_2 = 2Ni_2O_3 + 8NO_2 + O_2$). ნიკელ(III)-ის ოქსიდი იხსნება მარილმჟავაში ქლორის, ხოლო ჟანგბადოვან მჟავებში – ჟანგბადის გამოყოფით ($Ni_2O_3 + 6HCl = 2NiCl_2 + Cl_2 + 3H_2O$ და $2Ni_2O_3 + 4H_2SO_4 = 4NiSO_4 + O_2 + 4H_2O$). ნიკელ(III)-ის ნაერთები მცირე რაოდენობით არსებობს და არამდგრადია, იწენს ჟანგვის უნარს. ნიკელის ტრიოქსიდისთვის დამახასიათებელია აგრეთვე ჰიდრატირებული ოქსიდის წარმოქმნის უნარი ($Ni_2O_3 \cdot H_2O$) და მისი რამდენიმე მოდიფიკაციის სახით არსებობა – ყველა მათგანი არამდგრადია. ამ პროცესზეა აგებული ედისონის ტუტე აკუმულატორის მოქმედება

($Ni_2O_3 + H_2O + Fe + 2H_2O \xrightleftharpoons[\text{დამუხტვა}]{\text{განმუხტვა}} 2Ni(OH)_2 + Fe(OH)_2$), რომლებსაც ფართო გამოყენება აქვთ ტექნიკასა და ყოფაცხოვრებაში, რადგან ტუტე აკუმულატორები მსუბუქია, ხოლო მუშაობის ხანგრძლივობა დიდი.

რუთენიუმ(IV)-ისა და (VIII)-ის ოქსიდები (RuO_2 და RuO_4). რუთენიუმის დიოქსიდი (RuO_2) მიიღება რუთენიუმის გახურებისას ($600^\circ C$) ჟანგბადის ატმოსფეროში ან სულფიდის გამოწვით ($Ru + O_2 = RuO_2$; $RuS_2 + 3O_2 = RuO_2 + 2SO_2$). რუთენიუმის დიოქსიდი ლურჯი, ტეტრაედრული კრისტალური ნივთიერებაა, საკმაოდ მდგრადია, წყალში მცირედ ხსნადია, წყალბადით ადვილია მისი აღდგენა. რუთენიუმ(IV)-ის ოქსიდი გამოიყენება შესაბამისი მარილების მისაღებად ($RuO_2 + 4HCl = RuCl_4 + 2H_2O$).

რუთენიუმ(VIII)-ის ოქსიდი მიიღება გახურებულ ($1000^\circ C$) რუთენიუმზე ჟანგბადის მოქმედებისას ($Ru + 2O_2 = RuO_4$) ან რუთენიუმის ფხვნილზე ტუტე მეტალთა ჰიპოქლორიტების მოქმედებით ($Ru + 4KOCl = RuO_4 + 4KCl$, ოთახის ტემპერატურაზე). RuO_4 ოქროსფერი კრისტალურია, გაცხელებისას აფეთქებით იშლება მარტივ ნივთიერებად. ტუტეების მოქმედებით რუთენიუმის ტეტრაოქსიდი გარდაიქმნება ($RuO_4 + 2KOH = K_2RuO_4 + 1/2O_2 + H_2O$). RuO_4

ძლიერი მჟანგავია, სპირტთან ურთიერთქმედებს აფეთქებით, ჟანგავს HCl -ს ($RuO_4 + 8HCl = RuCl_4 + 2Cl_2 + 4H_2O$). RuO_4 იხსნება წყალსა და CCl_4 -ში.

რუთენიუმის ნაერთები გამოიყენება „მუდმივი კალმის“ წვერის დასამზადებლად და საიუველირო ნაწარმებისთვის, ელექტროკონტაქტორების და ხმის მარეგისტრირებელი აპარატების ნემსების წარმოებაში.

ოსმიუმ(II)-ის, (III)-ის, (IV)-ისა და (VIII)-ის ოქსიდები (OsO , Os_2O_3 , OsO_2 და OsO_4).

ოსმიუმ(II)-ის ოქსიდი (OsO) მიიღება ოსმიუმის ფხვნილის, ოსმიუმის სულფიტის და ნატრიუმის კარბონატის ნარევის გაცხელებით დაბალ წნევაზე. იგი მონაცრისფრო-შავი ფხვნილია, მცირედ იხსნება წყალსა და მჟავაში. ოსმიუმ(III)-ის ოქსიდს იღებენ OsO_4 -ის აღდგენით, რისთვისაც ოსმიუმის ტეტრაოქსიდს, ოსმიუმის ფხვნილს და ნატრიუმის კარბონატს აცხელებენ CO_2 -ის არეში. იგი მუქი ყავისფერი ფხვნილია, წყალში მცირედ ხსნადი. OsO_2 -ის ნაერთი მიიღება ოსმიუმის ფხვნილზე OsO_4 -ის ორთქლის მოქმედებისას. იგი წარმოადგენს მოწითალო-ყავისფერ ფხვნილს, წყალში მცირედ ხსნადია, გახურებისას იშლება.

ოსმიუმ(VIII)-ის ტეტრაოქსიდი (OsO_4) მიიღება მეტალური ოსმიუმის ან მისი ნაერთების ჟანგვის პროცესში ($Os + 2O_2 = OsO_4$; $K_2OsO_4 + Cl_2 = OsO_4 + 2KCl$). იგი ყვითელი ფერის კრისტალია, დნება $42^\circ C$ -ზე, დუღს $131^\circ C$ -ზე, აქვს მკვეთრი სუნი, იხსნება წყალში, მაგრამ რაიმე გარკვეულ ნაერთს არ წარმოქმნის, ასევე იხსნება სპირტში, მისი ორთქლი ძლიერ ტოქსიკურია. OsO_4 მჟავურ თვისებებს ამჟღავნებს, ფუძოვან ნაერთებთან ურთიერთქმედებისას ($OsO_4 + 2NaOH = Na_2[OsO_4(OH)_2]$). ოსმიუმის ტეტრაოქსიდი აქტიური მჟანგავია როგორც კონცენტრირებული მარილმჟავას, ასევე სხვადასხვა ორგანული ნივთიერების მიმართ.

ოსმიუმის ტეტრაოქსიდი გამოიყენება ჰისტოლოგიურ პრეპარატებში ცხიმოვანი უჯრედების დასადგენად (ცხიმებთან ურთიერთქმედებისას OsO_4 იშლება და მას ლურჯ შეფერილობას აძლევს). მისი ფხვნილი გამოიყენება კატალიზატორად ამიაკის სინთეზის, ნახშირწყალბადის ჟანგვის, აცეტონის ჰიდრირებისა და სხვა რეაქციებში.

როდიუმის ოქსიდები (RhO , Rh_2O_3 და RhO_2), რომელთაგან **როდიუმ(II)-ის ოქსიდი (RhO)** მიიღება მეტალური როდიუმის გახურებით ($700 - 800^\circ C$) ჰაერზე

($2Rh + O_2 = 2RhO$). იგი მოშავო-ყავისფერი ნაერთია, არ იხსნება წყალსა და მჟავებში. როდიუმ(III)-ის ოქსიდი (Rh_2O_3) მიიღება ფხვნილისებრი მეტალური როდიუმი ან მისი ნიტრატის ან ჰიდროქსიდის ჰაერზე გახურებით ($800^\circ C$ -მდე, $4Rh(NO_3)_2 = 2Rh_2O_3 + 12NO_2 + 3O_2$; $2Rh(OH)_3 = Rh_2O_3 + 3H_2O$). იგი მწვანე ფერის კრისტალებია, მცირედ იხსნება წყალსა და სამეფო წყალში, გაცხელებისას წყალბადი მას მეტალამდე აღადგენს. როდიუმ(IV)-ის ოქსიდი (RhO_2) მიიღება მისი შედნობით ნატრიუმის ნიტრატსა და ჰიდროოქსიდის ნარევეთა, ხოლო როდიუმის ჰიდრატირებული დიოქსიდი ($RhO_2 \cdot nH_2O$) ელექტროლიზური დაუანგვით.

როდიუმის ნაერთები გამოიყენება რეფლექტორების დასამზადებლად, აგრეთვე კონტაქტორებისა და საიუველირო საგნების წარმოებაში. როდიუმის შავა (სევადი) ფართოდ გამოიყენება კატალიზატორისა და შავი პიგმენტის სახით ფაიფურის ნაკეთობათა მოსახატავად.

ირიდიუმის ოქსიდები (Ir_2O_3 , IrO_2 და IrO_3).

ირიდიუმ(III)-ის ოქსიდი (Ir_2O_3) მყარი, მუქლურჯი ფერის ნივთიერება, წყალში მცირედ ხსნადია, კარგად იხსნება გოგირდმჟავაში. იგი მიიღება ირიდიუმ(III)-ის სულფიდის გახურებით ($2Ir_2S_3 + 9O_2 = 2Ir_2O_3 + 6SO_2$).

ირიდიუმ(IV)-ის ოქსიდი (ირიდიუმის დიოქსიდი, IrO_2) მიიღება ფხვნილისებრი მეტალური ირიდიუმის გახურებით ($Ir + O_2 = IrO_2$). იგი შავი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა, ცუდად იხსნება წყალში, სპირტსა და მჟავებში, გახურებისას ($1100^\circ C$) განიცდის თერმულ დისოციაციას შემადგენელ ელემენტებად.

ირიდიუმ(VI)-ის ოქსიდი (IrO_3) მიიღება მეტალური ირიდიუმის ძლიერი გახურებით ($850 - 900^\circ C$) ჟანგბადის ატმოსფეროში ($2Ir + 3O_2 = 2IrO_3$).

ირიდიუმის ზოგიერთი ნაერთი იხმარება ქიმიის ლაბორატორიული ჭურჭლისა და ინსტრუმენტების დასამზადებლად. მათი ფხვნილისებრი ფორმა გამოიყენება როგორც კატალიზატორი, ხოლო შენადნობებისგან აკეთებენ კალმის წვერებს, საზღვაო კომპასების ისრებისთვის საყრდენ ღერძებს და სხვ., აგრეთვე იყენებენ საიუველირო საქმეში.

პალადიუმის ოქსიდები (PdO , Pd_2O_3 და PdO_2).

პალადიუმ(II)-ის ოქსიდი მიიღება მეტალური პალადიუმის ძლიერი გახურებით ჟანგბადში ($2Pd + O_2 = 2PdO$) და პალადიუმ(II)-ის ნიტრატის

გავარვარებით $(2Pd(NO_3)_2 = 2PdO + 4NO_2 + O_2)$. იგი შავი ფერის ფხვნილია, ცუდად იხსნება წყალსა და მჟავებში, გახურებისას $(850-900^\circ C)$ იშლება მარტივ ნივთიერებებად. PdO ძლიერი მჟანგავია, ჟანგავს CO -ს, წყალბადს და სხვ.

პალადიუმ(III)-ის ოქსიდი (Pd_2O_3) მიიღება პალადიუმ(II)-ის ნიტრატის წყალხსნარის ოზონით დაჟანგვის დროს. Pd_2O_3 მუქი ყავისფერი ფხვნილია, რომელიც ფეთქდება გახურებისას, ცუდად იხსნება აზოტმჟავასა და გოგირდმჟავაში, კარგად იხსნება მარილმჟავაში – ქლორის გამოყოფით.

პალადიუმ(IV)-ის (PdO_2) ოქსიდის მიღება შეიძლება კალიუმის ჰექსაქლორპალადატის(IV) ტუტით დამუშავების შედეგად $((K_2PdCl_6) + 4KOH = PdO_2 \cdot 2H_2O + 6KCl)$. იგი მუქი წითელი ფერის მყარი ნივთიერებაა, იხსნება განზავებულ მჟავებსა და კონცენტრირებულ ტუტეთა ხსნარებში.

პალადიუმის ზოგიერთი ოქსიდი გამოიყენება ნახშირბად(II)-ის ოქსიდისა (CO) და წყალბადის დასაუბნად, აგრეთვე ქიმიურ წარმოებასა და ლაბორატორიაში, როგორც მეტად აქტიური კატალიზატორი (ჰიდროგენიზაციის რეაქციებში, NH_3 -ის დაჟანგვისას, CO -ს დაჟანგვისას CO_2 -მდე ოთახის ტემპერატურაზე ჰაერის ჟანგბადით და სხვ.). პალადიუმის ნაერთების გარკვეულ ნაწილს იყენებენ მედიცინასა და საიუველირო საქმეში.

პლატინა(II)-ის (III)-ის, (IV)-ის (VI)-ის ოქსიდები (PtO , Pt_2O_3 , PtO_2 , PtO_3).

პლატინა – თეთრი, მზინავი, ჭკედადი მეტალია, არ იცვლება ჰაერზე ძლიერი გავარვარების დროსაც (ცალკეული მჟავა მასზე არ მოქმედებს). პლატინა არაპირდაპირი გზით ჟანგბადთან წარმოქმნის ოქსიდებს (PtO_2 ან PtO).

პლატინა(II)-ის ოქსიდი (PtO) არის კრისტალური ფხვნილი, მონაცრისფრო-შავი ფერის, წყალში არ იხსნება, კარგად იხსნება მჟავებში პლატინა(II)-ის მარილების წარმოქმნით $(PtO + 2HNO_3 = Pt(NO_3)_2 + H_2O)$. გახურებისას $(500^\circ C)$ პლატინის ოქსიდი იშლება, მიიღება მეტალური პლატინა და ჟანგბადი $(2PtO = 2Pt + O_2)$.

პლატინა(III)-ის ოქსიდი (ჰიდრატირებული, $Pt_2O_3 \cdot H_2O$) ყავისფერი ნალექი, მიიღება $PtCl_2$ -ზე ტუტე მეტალების კარბონატთა მოქმედების დროს.

პლატინა(IV)-ის ოქსიდი (ჰიდრატირებული, $PtO_2 \cdot 3H_2O$) მიიღება პლატინა(IV)-ის ქლორიდის ($PtCl_4$) წყალხსნარის დუღილით მწვავე ნატრიუმთან ($PtCl_4 + 4NaOH + H_2O = PtO_2 \cdot 3H_2O + 4NaCl$). იგი ყვითელი ფხვნილია, ცუდად იხსნება წყალში, აქვს ამფოტერული თვისებები. იხსნება მარილმუცავაში $H_2[PtCl_6] \cdot 6H_2O$ წარმოქმნით და ტუტეებში $M_2^I[Pt(OH)_6]$ -ის (სადაც $M_2^I = Na^+, K^+$) გამოყოფით.

პლატინა(IV)-ის ოქსიდი (არაჰიდრატირებული, PtO_2) შავი ფხვნილია, რომელიც ცუდად იხსნება წყალსა და მუცავებში, ხოლო შემადგენელ ელემენტებად იშლება მაღალ ტემპერატურაზე ($450^\circ C$) გახურების დროს.

პლატინა(VI)-ის ოქსიდი (ჰიდრატირებული, $3PtO_3 \cdot H_2O$) მიიღება ანოდზე $PtO_2 \cdot nH_2O$ ცივი ხსნარის ელექტროლიზის დროს. $3PtO_3 \cdot H_2O$ იხსნება HCl -სა და HNO_3 -ში, ძლიერი მუხანგავია. HCl -თან ურთიერთქმედებისას გამოყოფს ქლორს. დაშლისას მიიღება PtO_3 და ჟანგბადი.

პლატინა და მისი ნაერთები ქიმიური მდგრადობის, დნობის მაღალი ტემპერატურისა და განსაკუთრებული კატალიზური თვისებების გამო ფართოდ გამოიყენება მრეწველობასა და სხვადასხვა ტექნიკურ დარგში. მათგან მზადდება ლაბორატორიული ჭურჭელი – ტიგელები, ჯამები, შპატელები, საცრები, ფილტრები, ელექტროდები, გამოსახდელი აპარატურა და სხვ. ამ ნივთიერებებს იყენებენ ელექტროდუმლების გამთბობი ელემენტებისა და ტემპერატურის გასაზომი ხელსაწყოების (წინააღობის თერმომეტრები, თერმოწყვილები) დასამზადებლად. მათ დიდი როლდენობით მოიხმარს საიუველირო ნაკეთობათა საწარმოები. გოგირდმუცავს მისაღებად გამოიყენება პლატინირებული აზბესტი, ხოლო კოლოიდური პლატინა – ჰიდროგენიზაციის რეაქციების ჩასატარებლად, სპირტების დეჰიდრატაციისთვის და სხვ.

ლანთანოიდების ოქსიდები

ლანთანოიდ(III)-ის ოქსიდთა (Ln_2O_3 , სადაც Ln – ლანთანოიდი) უმრავლესობა მიიღება მათი გახურებით ჰაერზე ($200^\circ C$ ზევით, $4Ln + 3O_2 = 2Ln_2O_3$), აგრეთვე ლანთანოიდების ნიტრატების, კარბონატების, ოქსალატებისა და სულფატების თერმული დაშლით. ლანთანოიდთა ოქსიდები ძნელდნობადია (დაახლოებით $2000^\circ C$), ხასიათდება ფუძური თვისებებით. წყალში პრაქტიკულად არ იხსნება, მაგრამ ურთიერთქმედებენ მასთან შესაბამისი ჰიდროქსიდების ($La(OH)_3$) წარმოქმნითა და სითბოს გამოყოფით.

ლანთანოიდთა ოქსიდები კარგად იხსნება HCl -სა და HNO_3 -ში ($La_2O_3 + 6HCl = 2LaCl_3 + 3H_2O$; $La_2O_3 + 6HNO_3 = 2La(NO_3)_3 + 3H_2O$), მაგრამ გავარვარების შემთხვევაში, ისევე როგორც ალუმინის ოქსიდი (Al_2O_3), კარგავს ქიმიურ აქტიურობას.

ლანთანოიდთა ოქსიდები ტუტეებთან არ ურთიერთქმედებს, რაც მიანიშნებს მათ ფუძურ თვისებებზე.

ზოგიერთი ლანთანოიდი (Ce -ცერიუმი, Pr -პრაზეოდიმი, Tb -ტერბიუმი, Dy -დისპროზიუმი) ქიმიურ ნაერთებში ამჟღავნებს +4-ის ტოლ ჟანგვის რიცხვს. ცერიუმის დიოქსიდი (CeO_2) წარმოიქმნება მარტივი ნივთიერებების უშუალო ურთიერთქმედებით ($Ce + O_2 = CeO_2$). იგი არის ძნელდნობადი ($2500^\circ C$) ნივთიერება, ქიმიურად საკმაოდ ინერტულია, არ ურთიერთქმედებს მჟავებსა და ტუტეებთან.

ლანთანოიდებიდან ჟანგვის რიცხვი +2 ყველაზე მკაფიოდ მჟღავნდება ევროპიუმის (Eu), სამარიუმისა (Sm) და იტერბიუმის (Yb) ნაერთებში, რომლებიც ემსგავსება კალციუმის ქვეჯგუფის ელემენტთა ნაერთებს.

ამჟამად, ლანთანოიდებს იღებენ სამრეწველო მასშტაბით და ფართოდ იყენებენ ტექნიკაში. ლანთანოიდების ოქსიდები იხმარება ფოლადის, თუჯისა და ფერადი მეტალების წარმოებაში. მათი მცირე რაოდენობით დამატება მნიშვნელოვნად აუმჯობესებს უჟანგავი, სწრაფმჭრელი, თერმომდგრადი ფოლადისა და თუჯის ხარისხს. ცერიუმის ნაერთი რკინასა და ლანთანთან იხმარება სანთებელას წარმოებაში.

ლანთანოიდები დიდი რაოდენობით გამოიყენება მინის მრეწველობაში. ცერიუმშემცველი მინა არ მკრთალდება რადიოაქტიური სხივების მოქმედებით და იხმარება ატომურ ტექნიკაში. ლანთანოიდთა ნაერთები შედის ოპტიკური მინების შედგენილობაში.

ლანთანოიდთა ოქსიდებს იყენებენ მინის გასაუფერულებლად და მისთვის სხვადასხვა შეფერილობის მისაცემად (ნეოდიმ(III)-ის ოქსიდი, Nd_2O_3 , მინას წითლად, პრაზეოდიმ(III)-ის ოქსიდი, Pr_2O_3 , მწვანედ აფერადებს). ლანთანოიდთა ოქსიდებს იყენებენ, აგრეთვე ფაიფურის, ჭიქურისა და მინანქრის შესაფერადებლად (ცეცხლგამძლე კერამიკა).

ნეოდიმისა და პრაზეოდიმის ოქსიდების შემცველი მინა არ ატარებს ულტრაიისფერ სხივებს, ამიტომაც გამოიყენება ულტრაიისფერი სხივებისგან დამცავი სათვალის დასამზადებლად. სპექტროსკოპული და ასტრონომიული

ხელსაწყოებისათვის გამოსადეგი ოპტიკური მინა შეიცავს ნეოდიმის ოქსიდებს. ლანთანის ოქსიდის (Ln_2O_3) შემცველი მინა დიდ ელექტროგამტარობას იჩენს, ხოლო ცერიუმის ოქსიდის შემცველი – სინათლისადმი დიდი მგრძობიარობით ხასიათდება.

აქტინოიდების ოქსიდები. აქტინოიდთა მარტივი ნივთიერებები ქიმიურად აქტიურია. ბევრი მათგანი ჰაერზე თანდათანობით იჟანგება. წვის დროს წარმოიქმნება აქტინოიდთა მდგრადი ოქსიდები ($Th + O_2 = ThO_2$; $4Pa + 5O_2 = 2Pa_2O_5$; $3U + 3O_2 = U_3O_6$ (ანუ $UO_2 \cdot 2UO_2$)). ყველა აქტინოიდი, ძირითადად, ამჟღავნებს ჟანგვის რიცხვს +3 (Ac_2O_3) და შესაბამისად წარმოქმნის ლანთანოიდთა(III) მსგავს ნაერთებს.

აქტინოიდებისთვის(IV) ცნობილია იზომორფული კრისტალური დიოქსიდები (AcO_2), რომლებიც წყალში პრაქტიკულად არ იხსნებიან და მასთან ქიმიურად არ ურთიერთქმედებენ. ისინი პრაქტიკულად არ იხსნებიან არც განზავებულ მჟავებში, მაგრამ, როგორც ძლიერი მჟანგავები, ჟანგავენ ზოგიერთ მჟავას ($2AmO_2 + 8HCl = AmCl_3 + Cl_2 + 4H_2O$). აქტინოიდთა აღდგენა შეიძლება ძლიერი აღმდგენების მოქმედებით ($ThO_2 + 2H_2 = Th + 2H_2O$).

აქტინოიდთა დიოქსიდები ტუტეებთან არ ურთიერთქმედებს შედნობითაც კი, რადგან აქტინოიდები უმეტესწილად ამჟღავნებს ფუძე თვისებებს. პროტაქტინიუმ(V)-ის ოქსიდი პრაქტიკულად არ ავლენს მჟავურ თვისებებს და შესამჩნევადაც კი იხსნება ცხელ გოგირდმჟავაში ($Pa_2O_3 + H_2SO_4 = (PaO_2)_2SO_4 + H_2O$).

ურან(IV)-ის ოქსიდი – UO_2 წყალში უხსნადი ყავისფერი ფხვნილია. ურანის მარილები (ფთორიდებისა და ფოსფატების გარდა) მაღალ ტემპერატურაზე ($500^\circ C$ -ზე ზევით) გახურებისას ადვილად გარდაიქმნება ურანის შერეულ ოქსიდად U_3O_6 ($2UO_2 \cdot UO_2$) – მუქ მწვანე ნაერთამდე.

ურან(VI)-ის ოქსიდი, რომელიც მიიღება ურანის ნიტრატის ფრთხილი გავარვარებით ($2UO_2(NO_3)_2 = 2UO_3 + 4NO_2 + O_2$) ამჟღავნებს ამფოტერულ თვისებებს – მჟავებთან წარმოქმნის ურანილის (UO_2^{2+}) მარილებს, ხოლო ფუძურ ოქსიდებთან – ურანატებს ($UO_3 + 2HCl = UO_2Cl_2 + H_2O$; $UO_3 + K_2O = K_2UO_4$). კატიონს UO_2^{2+} – ურანილი ეწოდება; იგი მიიღება ურანის ტრიოქსიდის მჟავებში გახსნის პროცესში.

აქტინოიდებისა და მათი ნაერთების (ზოგადად, ოქსიდებისა) გამოყენება დაკავშირებულია შიგაატომური ენერგიის მოხმარების პრობლემასთან. ზოგიერთი მათგანი გამოიყენება როგორც მალეგირებელი კომპონენტი მრავალ შენადნობში – ასეთი შენადნობები გამოირჩევა მცირე სიმკვრივით, მაღალი სიმტკიცითა და ქიმიური მდგრადობით მაღალ ტემპერატურაზე. ზოგიერთი კი – ბირთვულ რეაქტორებში მაღალი ენერგიების წყაროდ, აგრეთვე ფლუორესცირებადი მინის წარმოებასა და ფოტოგრაფიაში.

II თავი. მჟავა და ფუძე

2.1. მჟავასა და ფუძის თეორიები

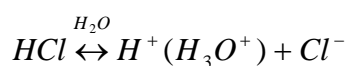
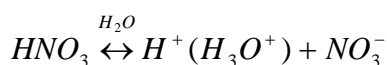
ცნებები „მჟავა“ და „ფუძე“ ფორმულირებულია XVII საუკუნეში. მაგრამ ამ ტერმინების შინაარსი არაერთხელ იქნა გადასინჯული და განახლებული. არსებობს მჟავასა და ფუძის რამდენიმე თეორია. აქ განვიხილავთ მხოლოდ სამ თეორიას, რომლებიც ყველაზე ხშირად გამოიყენება ქიმიური პროცესების ასახსნელად.

2.1.1. ელექტროლიტური თეორია

ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიის (1887წ.) საფუძველზე, რომელიც შემოთავაზებულია შვედი ფიზიკოს-ქიმიკოსის სვანტე არენიუსის (1859-1927წწ.) მიერ, მჟავას და ფუძის განსაზღვრას შეიძლება მიეცეს შემდეგი ინტერპრეტაცია:

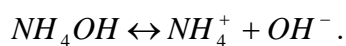
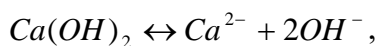
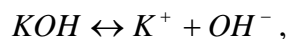
მჟავა – ელექტროლიტია, რომელიც წყალხსნარში დისოცირებულია მხოლოდ წყალბადის კატიონად (H^+) ანუ ე.წ. ჰიდროქსონიუმის (H_3O^+) კატიონად და მჟავას ნაშთის ანიონად (Cl^- , Br^- , S^{2-} , NO_3^- , SO_4^{2-} და სხვ.).

მაგალითად,



ფუძე – ელექტროლიტია, რომელიც დისოციაციისას წყალხსნარში ანიონის სახით იძლევა მხოლოდ ჰიდროქსიდის ანიონს (OH^-) და მეტალის (M^+) კატიონს (გამონაკლისია ამონიუმის კატიონი NH_4^+).

მაგალითად,



2.1.2. პროტოლიტური თეორია

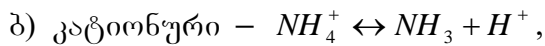
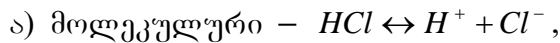
დანიელმა ფიზიკოს-ქიმიკოსმა იოჰან ბრენსტედმა (1879-1947წწ.) და ინგლისელმა ქიმიკოსმა თომას ლოურმა (1874-1936წწ.) პრაქტიკულად

ერთდროულად (1928-1929წწ.) შემოგვთავაზეს მუავასა და ფუძის პროტოლიტური თეორია, რომლის თანახმად

მუავა – წყალბადის კატიონების დონორია:

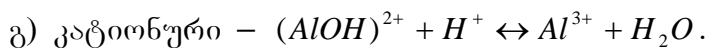
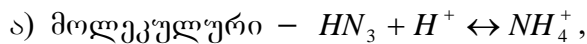


მუავა არსებობს:

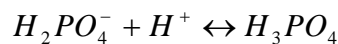
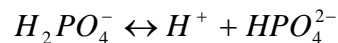


ფუძე – წყალბადის კატიონის აქცეპტორი.

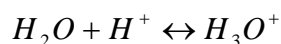
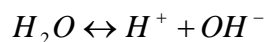
ფუძე არსებობს:



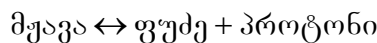
ამფოლიტური ნაერთი (ამფოლიტი) – ნივთიერებაა, რომელიც არის პროტონის როგორც დონორი, ისე აქცეპტორი. იგი შეიძლება იყოს დამუხტული, მაგალითად:



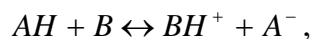
და ნეიტრალური:



მუავა და ფუძე არსებობს მხოლოდ, როგორც შეუღლებული წყვილები:



შეუღლებული მუავასა და ფუძის მუავურ-ფუძური პროცესი შეიძლება გამოისახოს საერთო სქემით:



სადაც AH , BH^+ – მუავებია, B , A^- – ფუძეები.

ხსნარში არ არსებობს თავისუფალი პროტონი. წყალში იგი წარმოქმნის ჰიდროქსონიუმის H_3O^+ კატიონს.

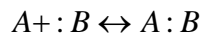
მუავას ცნებები პროტოლიტურ და ელექტროლიტურ თეორიებში ემთხვევა ერთმანეთს, მაგრამ ცნება „ფუძე“ მოიცავს ნაერთების უფრო ფართო წრეს:

ფუძე შეიძლება იყოს ნივთიერება, რომელსაც არ აქვს OH^- ანიონი, მაგალითად, NH_3 , $(C_2H_5)_2O$.

2.1.3. ელექტრონული თეორია

ამერიკელმა ფიზიკოს-ქიმიკოსმა ჯილბერტ ლუისმა (1875-1946წწ.) შემოგვთავაზა მუავასა და ფუძის ელექტრონული თეორია. მისი თეორიის მიხედვით მუავეებს მიეკუთვნება ნივთიერებები, რომლებიც არის ელექტრონული წყვილების აქცეპტორები, ხოლო ფუძეებს – ელექტრონული წყვილების დონორები (ცხრ. 4).

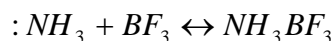
ამ თეორიის განმასხვავებელი ნიშანია ის, რომ მუავა და ფუძე ურთიერთქმედებს დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით ბმის წარმოქმნით:



სადაც A – მუავაა, $:B$ – ფუძე, $A : B$ – მუავურ-ფუძური კომპლექსი (ნეიტრალიზაციის პროდუქტი).

მუავურ თვისებებზე პასუხისმგებელი ატომის მიერ შექმნილი ელექტრონული წყვილი ხშირად ამთავრებს შესაბამისი ელემენტის ელექტრონულ კონფიგურაციას. ელექტროლიტური და პროტოლიტური თეორიებისგან განსხვავებით, მუავეებს მიეკუთვნება ნაერთები, რომლებიც არ შეიცავს წყალბადს (აპროტონული მუავეები).

მაგალითად,



BF_3 არის მუავა.

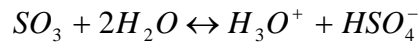
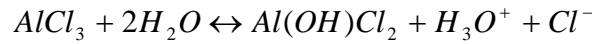
ცხრილი 4

„ნეიტრალიზაციის რეაქციის“ ზოგიერთი მაგალითი

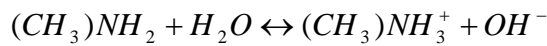
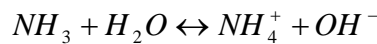
მუავა	ფუძე	ფუძურ-მუავური კომპლექსი
H^+	OH^-	H_2O
CO_2	H_2O	H_2CO_3
$AlCl_3$	Cl^-	$[AlCl_4]^-$
$Zn(OH)_2$	$2OH^-$	$[Zn(OH)_4]^{2-}$
BF_3	NH_3	$BF_3 \cdot NH_3$
BF_3	$(C_2H_5)_2O$	$(C_2H_5)_2O \cdot BF_3$
$SbCl_5$	$(C_2H_5)_2O$	$SbCl_5 \cdot (C_2H_5)_2O$
Ag^+	$2CN^-$	$[Ag(CN)_2]^+$

ბრენსტედისა (პროტოლიტური თეორია) და ლუისის თეორიებში ფუძის ცნებები ერთმანეთს ემთხვევა, მაგრამ ელექტრონულ თეორიაში მჟავას ცნება პროტონის გარდა, მოიცავს ნაწილაკებს, რომლებსაც უნარი აქვთ მოახდინოს ელექტრონული წყვილის აქცეპტობა.

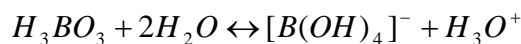
იონიზებულ გამხსნელში (მაგალითად, H_2O) იწვევს წყალბადის იონთა კონცენტრაციის ზრდას (ჰიდროქსონიუმის კატიონები):



წყალში ლუისის ფუძის გახსნა იწვევს OH^- ანიონების კონცენტრაციის ზრდას:



ორთობორმჟავას H_3BO_3 მჟავური თვისებები ამ ნაერთისთვის განპირობებულია არა ელექტროლიტური დისოციაციით, არამედ ჰიდროქსონიუმის (H_3O^+) კატიონის წარმოქმნის შედეგად რეაქციით:



2.2. მჟავა

2.2.1. მჟავების კლასიფიკაცია

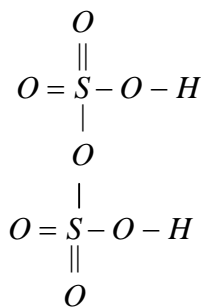
განხილულია ნაერთები, რომლებიც ელექტროლიტური თეორიის პოზიციიდან წარმოადგენს მჟავებს. მათი კლასიფიცირება შეიძლება სხვადასხვა ნიშნის მიხედვით.

1. არაორგანულ მჟავებად (HNO_3 , H_2SO_4 და სხვ.) და ორგანულ მჟავებად ($HCOOH$, CH_3COOH და სხვ.). შემდგომ განვიხილავთ მხოლოდ არაორგანულ მჟავებს.

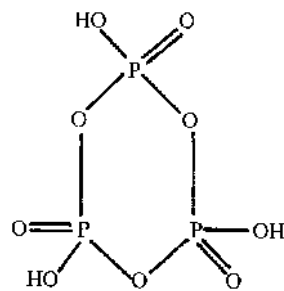
2. ჟანგბადის შემცველობით მჟავურ ნაშთში:

ა) უჟანგბადო მჟავები – H_nX , სადაც X არის ჰალოგენი, ქალკოგენი ან CN , NCS და სხვა ტიპის არაორგანული რადიკალი. მაგალითად, HCl , H_2S , HCN .

ბ) ჟანგბადშემცველი (ოქსომჟავები), ზოგადი ფორმულით H_nEO_m , სადაც E – ჟანგბადწარმოქმნელი ელემენტია. ზოგიერთი ოქსომჟავა შეიძლება შეიცავდეს კომპლექსწარმოქმნელი ელემენტის რამდენიმე ატომს, მაგალითად, $H_4P_2O_7$, $H_2S_2O_7$. ამ დროს ერთიპური ფრაგმენტები დაკავშირებულია ჟანგბადის ატომით: $E-O-E$. ასეთ შემთხვევაში ერთნაირმა ფრაგმენტებმა შეიძლება წარმოქმნას როგორც ღია ჯაჭვი, მაგალითად, $H_2S_2O_7$, ისე ციკლური სტრუქტურა, მაგალითად, $(HPO_3)_n$:



პიროგოგირდმჟავა



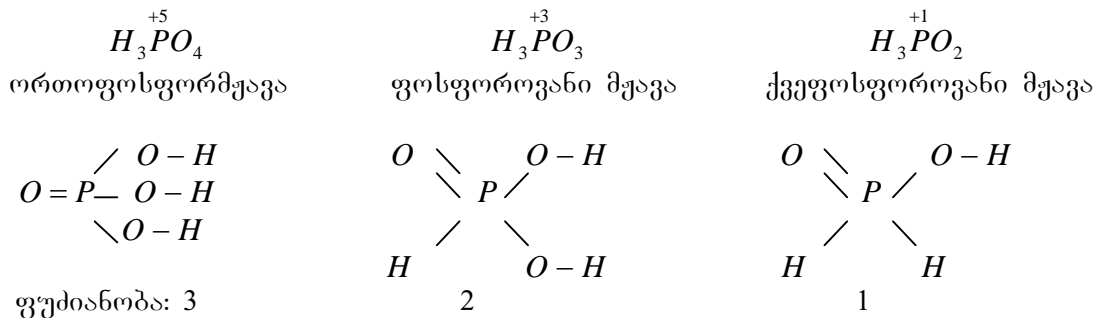
მეტაფოსფორმჟავა

ოქსომჟავები დამახასიათებელია მრავალი ქიმიური ელემენტისთვის, განსაკუთრებით ელემენტებისთვის, რომელთა ჟანგვის ხარისხი უმაღლესია (+3 და მეტი).

3. ფუძიანობით. მჟავას ფუძიანობა – იმ წყალბადის იონთა რიცხვი, რომლებიც წყდება მჟავას მოლეკულიდან მისი დისოციაციის დროს ან ჩაინაცვლება მეტალის კატიონით მჟავას ურთიერთქმედებისას ფუძესთან ან მეტალთან. ფუძიანობის მიხედვით მჟავები არსებობს ერთფუძიანი (HCl , HNO_3), ორფუძიანი (H_2SO_4 , H_2CO_3), სამფუძიანი (H_3PO_4 , H_3AsO_4) და ა.შ. უმეტეს შემთხვევაში, ოქსომჟავებში წყალბადის ატომები დაკავშირებულია ჟანგბადის ატომებთან და ანიონის ცენტრალურ ატომთან. სწორედ, წყალბადის ეს ატომები წყდება წყალხსნარში მჟავას დისოციაციის დროს, ჰიდროქსონიუმის (H_3O^+) კატიონის წარმოქმნით და მონაწილეობს ნეიტრალიზაციის რეაქციაში, ე.ი. განსაზღვრავს მჟავას ფუძიანობას.

არაორგანული მჟავებისთვის, როგორც წესი, მოლეკულაში წყალბადის ატომთა საერთო რიცხვი შეესაბამება მჟავას ფუძიანობას, მაგრამ ეს ყოველთვის ასე არაა. ზოგიერთ მჟავაში არის წყალბადის ატომები, რომლებიც უშუალოდ დაკავშირებულია მჟავას წარმოქმნელი ელემენტის ატომთან. წყალბადის ასეთი

ატომები არ ჩაინაცვლება მეტალის იონით, ე.ი. არ განსაზღვრავს მუავას ფუძიანობას.



ორგანული მუავებისთვის მოლეკულაში წყალბადის ატომთა საერთო რიცხვი, უმრავლეს შემთხვევაში, არ შეესაბამება მუავას ფუძიანობას. ორგანული მუავების ფუძიანობა განისაზღვრება კარბოქსილთა ჯგუფების რიცხვით მოლეკულაში, მაგალითად,



ძმრის ერთფუძიანი მუავა

მუაუნას ორფუძიანი მუავა

მრავალფუძიანი მუავა დისოცირდება საფეხურებად და შეიძლება წარმოიქმნას მარილთა რამდენიმე რიგი, მაგალითად, გოგირდმუავა – ორფუძიანი მუავა, დისოცირდება ორ საფეხურად:



მარილთა ორი რიგის წარმოქმნით:

სულფატი (SO_4^{2-}), მაგალითად, Na_2SO_4 – ნატრიუმის სულფატი,

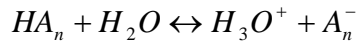
ჰიდროსულფატი (HSO_4^-), მაგალითად, $NaHSO_4$ – ნატრიუმის ჰიდროსულფატი

ან ნატრიუმის მუავა სულფატი.

4. მუავას სიძლიერით. მუავას სიძლიერე (ისევე როგორც სხვა ელექტროლიტის) განისაზღვრება დისოციაციის (α) ხარისხით, რომელიც მოცემული ელექტროლიტის ხსნარში დისოცირებული მოლეკულების რაოდენობის, მოლეკულების საერთო რაოდენობასთან ფარდობის ტოლია, ე.ი. დისოცირებული მოლეკულების წილის, მისი გამოსახვა შეიძლება აგრეთვე პროცენტებით:

$$r = \frac{V_{\text{დისოც.}}}{V_{\text{საერთო}}} \times 100\%$$

ელექტროლიტის სიძლიერის დასახასიათებლად იყენებენ აგრეთვე დისოციაციის მუდმივას (დისოციაციის რეაქციის წონასწორობის მუდმივა):



$$K = \frac{[H_3O^+][A_n^-]}{[HA_n][H_2O]}$$

რადგან წყალხსნარში წყლის კონცენტრაცია შეიძლება მიღებული იქნეს მუდმივ სიდიდედ, მისი შეტანა შეიძლება წონასწორობის მუდმივაში:

$$K \cdot [H_2O] = K_r = \frac{[H_3O^+][A_n^-]}{[HA_n]}$$

K_r სიდიდეს ეწოდება მჟავას დისოციაციის მუდმივა (ინდექსი „ r ” – ინგლ. *acid* – მჟავა), მრიცხველში, ჩვეულებრივ, გვიჩვენებს არა ჰიდროქსონიუმის კატიონების, არამედ წყალბადის იონების კონცენტრაციას.

მჟავას სიძლიერის რაოდენობრივი შეფასება ხდება პოლინგის წესით: თუ ოქსომჟავას ფორმულას წარმოვადგენთ ზოგადი სახით – H_nEO_m , მაშინ ($m - n$) სხვაობით შეიძლება შეფასდეს მჟავას სიძლიერე: რომელიც მჟავასათვისაც იქნება ეს სხვაობა მეტი, ის მჟავა იქნება მეტი სიძლიერის:

თუ $m - n = 0$, მჟავა ძალიან სუსტია ($HClO$).

თუ $m - n = 1$, მჟავა სუსტია ($HClO_2$).

თუ $m - n = 2$, მჟავა ძლიერია ($HClO_3$).

თუ $m - n = 3$, მჟავა ძალიან ძლიერია ($HClO_4$).

მრავალფუძლიანი მჟავებისთვის თითოეული საფეხურის დისოციაცია შეიძლება ჩაიწეროს თავისი დისოციაციის მუდმივით, ამასთან, როგორც წესი, ყოველი შემდეგი მუდმივა მის წინამდებარეზე რამდენიმე რიგით ნაკლებია:

$$K_1 \gg K_2 \gg K_3 \gg K_4 \dots$$

(მაგალითად, ფოსფორმჟავასთვის $K_1 = 7 \cdot 10^{-3}$, $K_2 = 6 \cdot 10^{-8}$, $K_3 = 5 \cdot 10^{-13}$).

ოქსომჟავაში უანგბადის ერთი ატომის შეცვლა ფთორის ატომით იწვევს სიძლიერის მკვეთრ ზრდას. მაგალითად შეიძლება გამოდგეს ფთორსულფომჟავა HSO_3F . ასეთი მჟავების სახელწოდებაა – სუპერმჟავა. მჟავების ამ კლასს მიეკუთვნება მჟავები კომპლექსური ანიონით, მაგალითად, $HSbF_6$.

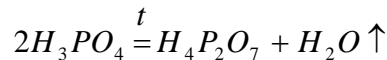
5. მდგრადობით. ზოგიერთი ოქსომჟავა არსებობს მხოლოდ წყალხსნარის სახით და თერმულად მდგრადია. ინდივიდუალური (თავისუფალი) სახით მათი მიღება შეუძლებელია, მაგალითად, H_2CO_3 , H_2SO_3 , $HClO$, $HClO_2$. ამავე დროს არის გახურების მიმართ (თერმულად) მდგრადი (მედევი) მჟავები, მაგალითად, H_2SO_4 ($t_{დუღ.} = 296,5^\circ C$), H_2SiO_3 ($t_{დუღ.} = 1619^\circ C$)

6. წყლისა და მჟავური ოქსიდის ფარდობით. ამ ნიშნის მიხედვით მჟავები იყოფა **ორთო-**, **მეტა-**, **პირო-**მჟავებად და ცვლადი შედგენილობის მჟავებად.

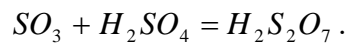
ორთო-მჟავებს მიეკუთვნება მჟავა, რომელშიც წყლისა და მჟავურ ოქსიდთა ფარდობა 1-ს აღემატება. ასეთია ორთოფოსფორმჟავა H_3PO_4 [$V(H_2O):V(P_2O_5) = 3:1$].

მეტა-მჟავებში ეს ფარდობა 1-ის ტოლია, მაგალითად, მეტაფოსფორმჟავა HPO_3 [$V(H_2O):V(P_2O_5) = 1:1$]. ამავე მჟავებს მიეკუთვნება აზოტის, გოგირდისა და სხვა მრავალი მჟავა.

პირო-მჟავები მიიღება ორთო-მჟავებიდან მათი გახურებით, წყლის მოლეკულების მოწყვეტის შედეგად:



ან მჟავური ოქსიდის გახსნით მჟავაში:



სახელწოდება ამ მჟავებმა მიიღეს ბერძნული სიტყვიდან pyr – ცეცხლი.

ზოგიერთ მჟავაში წყლისა და მჟავური ოქსიდის, ფარდობა დამოკიდებულია მათი მიღების ხერხზე, მაგალითად, $xSiO_2 \cdot yH_2O$; $xTiO_2 \cdot yH_2O$; $xSnO_2 \cdot yH_2O$. ყველაზე ხშირად ისინი გვხვდება კოლოიდური ხსნარების სახით.

7. ხსნადობით. მჟავები ხსნადობის მიხედვით არსებობს ხსნადი, როგორცაა HNO_3 , H_3PO_4 , HCl , და წყალში უხსნარი – $SiO_2 \cdot xH_2O$, H_2MoO_4 და სხვ.

2.2.2. მჟავას მიღების ხერხები

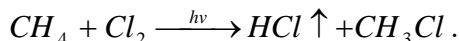
1. უჟანგბადო მჟავა შეიძლება მივიღოთ:

ა) მარტივი ნივთიერების ურთიერთქმედებით წყალბადთან: $S + H_2 \xrightarrow{t} H_2S \uparrow$;
 წყალბადის წვით ქლორის ატმოსფეროში $Cl_2 + H_2 = 2HCl \uparrow$ და წარმოქმნილი
 აირადი წყალბადნაერთების წყალში გახსნით.

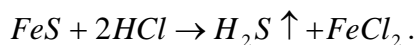
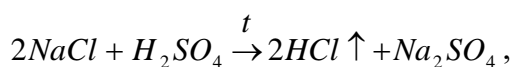
ბ) ორგანული ჰალოგენშემცველი ნაერთების დაწვით:



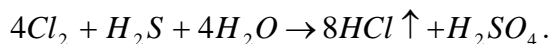
გ) ალკანების ჰალოგენებთან ურთიერთქმედების:



დ) არაპირდაპირი გზით – შესაბამის მარილზე სხვა მუავას მოქმედებით:

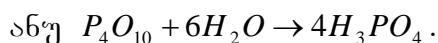
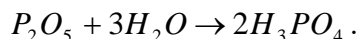
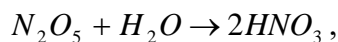
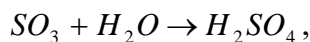


ე) ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციებით

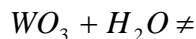
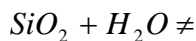


2. ჟანგბადშემცველი მუავეები შეიძლება მივიღოთ:

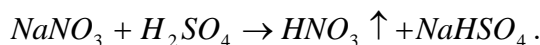
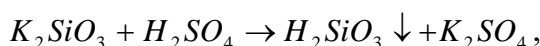
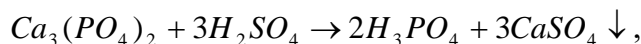
ა) მუავეური ოქსიდების (მუავათა ანჰიდრიდების) წყალთან (თუ ისინი
 წყალში იხსნება) ურთიერთქმედებით:



თუ მუავეური ოქსიდის შესაბამისი მუავა არ იხსნება წყალში, მაშინ ეს
 ხერხი არ გამოიყენება, მაგალითად,



ბ) არაპირდაპირი გზით – შესაბამის მარილზე სხვა მუავას მოქმედებით:

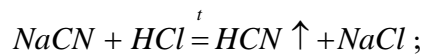


2.2.3. ნებისმიერი მჟავას მიღების საერთო მეთოდები

პრაქტიკულად ყველა მჟავა შეიძლება მივიღოთ ქვემოთ მოყვანილი ერთ-ერთი მეთოდით;

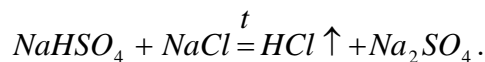
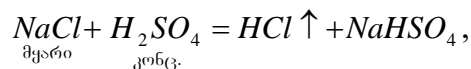
1. მარილისა და მჟავას ურთიერთქმედებით ახალი მჟავასა და ახალი ფუძის წარმოქმნა, თუ მათ შორის არ მიმდინარეობს ჟანგვა-აღდგენის რეაქციები, მაგალითად:

ა) სუსტი მჟავას გამოძევება ძლიერი მჟავათი

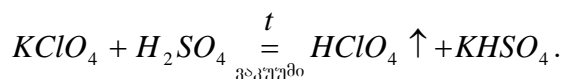


ბ) აქროლადი მჟავას გამოძევება მისი მარილებიდან ნაკლებად აქროლადი მჟავათი. ამ მიზნით, ჩვეულებრივ, გამოიყენება გოგირდმჟავა, რადგან ამისათვის მას გააჩნია მთელი რიგი აუცილებელი თვისება:

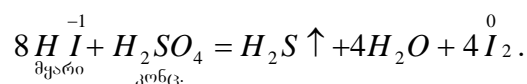
- ძლიერი მჟავაა,
- თერმულად მდგრადია,
- მცირედ აქროლადია [$t_{\text{ღულ.}}(H_2SO_4) = 296,5^\circ C$],



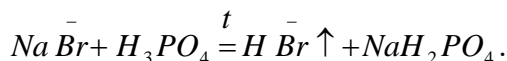
გოგირდმჟავას შეუძლია მარილიდან გამოაძეგოს უფრო ძლიერი მჟავა, ისეთიც კი როგორცაა ქლორმჟავა – ჟანგბადოვანი მჟავებიდან ყველაზე ძლიერი:



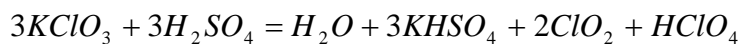
მაგრამ ამ მიზნით გოგირდმჟავას გამოყენებისას აუცილებელია გავითვალისწინოთ მისი სხვა თვისებებიც, რომლებიც რამდენადმე ზღუდავს მის გამოყენებას. კონცენტრირებული გოგირდმჟავა არის საკმაოდ ძლიერი დამჟანგავი, ამიტომ არ შეიძლება მისი გამოყენება ისეთი მჟავების მისაღებად როგორცაა HBr , HI , H_2S , რადგან მჟავაწარმოქმნელი ელემენტები შეუძლია გადაიყვანოს სხვა ჟანგვის ხარისხში, მაგალითად:



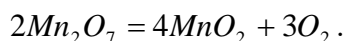
ასეთ შემთხვევაში შეიძლება გამოვიყენოთ ფოსფორმჟავათი მარილის გახურება, რომელიც არ ავლენს დამჟანგავ თვისებებს:



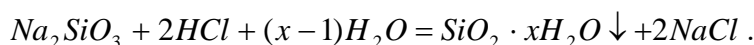
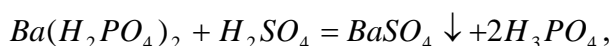
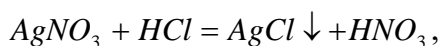
გარდა ამისა, კონცენტრირებული გოგირდმჟავა ხასიათდება საკმაოდ ძლიერი წყალწამრთმევი თვისებით, რაც იწვევს მჟავების დაშლას, წყლის წარმევის გამო, ცენტრალური ატომის დისპროპორციირების ხარჯზე:



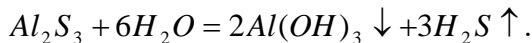
ან ხელს უწყობს არამდგრადი მჟავური ოქსიდის წარმოქმნას, რომელიც შეიძლება დაიშალოს აფეთქებით:



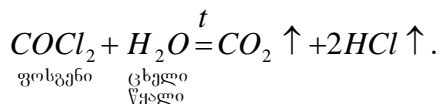
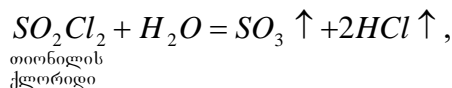
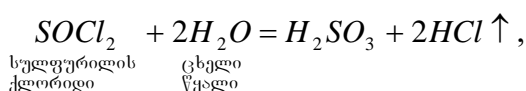
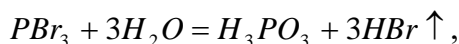
გ) ერთი უხსნარი პროდუქტის წარმოქმნით:



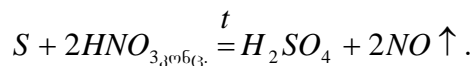
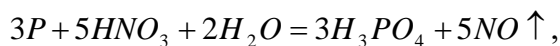
2. მარილების ურთიერთქმედებით წყალთან, ჰიდროლიზი პრაქტიკულად მიმდინარეობს ბოლომდე:



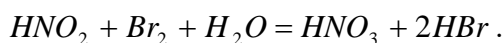
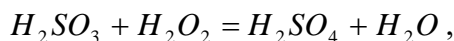
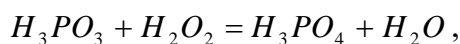
3. მჟავათა ჰალოგენჰიდრიდების ჰიდროლიზი:



4. არამეტალების დაჟანგვით აზოტმჟავათი:



5. მჟავაწარმოქმნელი ელემენტების დაჟანგვით ჟანგვის უფრო მაღალ ხარისხამდე:



2.2.4. მჟავას ფიზიკური თვისებები

მჟავათა უმრავლესობა ჩვეულებრივ პირობებში სითხეა (HNO_3 , H_2SO_4 , $HClO_4$ და სხვ.), ზოგიერთი მათგანი კი – მყარი ნივთიერებაა (H_3PO_4 , H_3PO_3 , H_2SiO_3 და სხვ.). იშვიათი გამონაკლისის გარდა (მაგალითად, H_2SiO_3), მჟავა წყალს შეერევა ნებისმიერი თანაფარდობით. უჟანგბადო მჟავა არამეტალის აირადი წყალბადნაერთის წყალხსნარია. მჟავას ხსნარს მჟავე გემო აქვს, მცენარეული და ცხოველური წარმოშობის ქსოვილებს აზიანებს, მოქმედებს ინდიკატორებზე – ლაკმუსის იისფერ ხსნარს აწითლებს, მეთილნარინჯის ნარინჯისფერ ხსნარს ვარდისფრად ფერავს (ფენოლფთალეინის უფერო ხსნარს ფერს არ უცვლის).

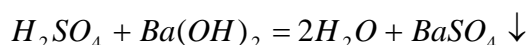
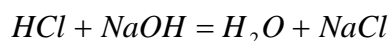
2.2.5. მჟავას ქიმიური თვისებები

მჟავას ისეთი თვისებები, როგორცაა სხვადასხვა ნივთიერებასთან ურთიერთქმედება, მჟავე გემო, ინდიკატორების ფერის შეცვლა და სხვა განპირობებულია მათ წყალხსნარებში წყალბადიონთა არსებობით.

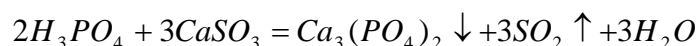
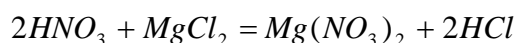
1. განვიხილოთ არამჟანგავი მჟავას ქიმიური თვისებები:

1.1. მიმოცვლის რეაქციები

ა) ფუძესთან ურთიერთქმედება (როგორც ხსნად, ისე უხსნართან) – ნეიტრალიზაციის რეაქციები



ბ) მარილებთან ურთიერთქმედება



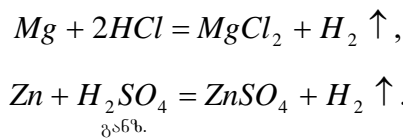
მიმოცვლის რეაქციის განტოლების შედგენის დროს აუცილებელია გავითვალისწინოთ ამ რეაქციის ბოლომდე მიმდინარეობის პირობები:

- ა) თუნდაც ერთი უხსნარი ნივთიერების წარმოქმნა,
- ბ) ნივთიერების აირად მდგომარეობაში გამოყოფა,
- გ) სუსტი ელექტროლიტის (მაგალითად, წყლის) წარმოქმნა.

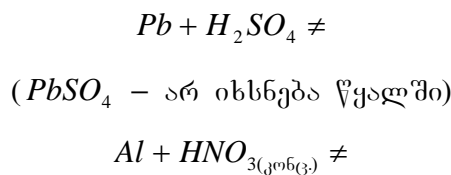
12. რეაქციები ფუძურ (FeO) და ამფოტერულ (ZnO) ოქსიდებთან:

- ა) $H_2SO_4 + FeO = FeSO_4 + H_2O$
- ბ) $2HNO_3 + ZnO = Zn(NO_3)_2 + H_2O$

13. ელექტროქიმიურ ძაბვათა მწკრივში წყალბადამდე მდგომი მეტალები აძვევს წყალბადს იმ მუავებიდან, რომლებიც არ ითვლება ძლიერ მუანგავებად (HCl , $H_2SO_{4განხ.}$):

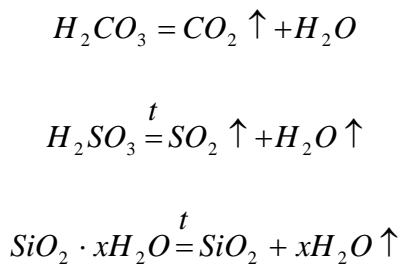


თუ რეაქციის შედეგად წარმოიქმნება უხსნარი მარილი ან ოქსიდი, მაშინ მეტალი პასიური ხდება და არ იხსნება:

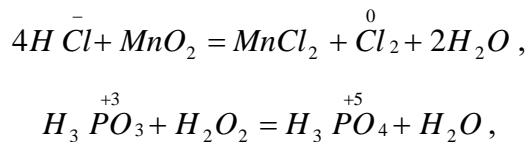


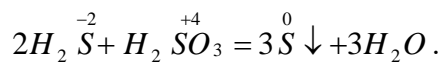
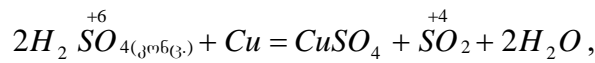
(მეტალის ზედაპირი იფარება ოქსიდური აფსკით)

14. თერმულად არამდგრადი მუავები, მაგალითად, ნახშირმუავეა, გოგირდოვანი მუავეა, იშლება ოთახის ტემპერატურაზე ან მცირე გახურების დროს:



15. მუავეწარმოქმნელი ელემენტის უანგვის ხარისხის ცვლილებით მიმდინარე რეაქციები:





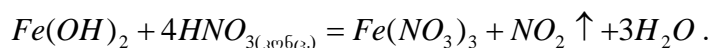
ამ პრინციპის მიხედვით მჟავა არსებობს მჟანგავი და აღმდგენი.

2.2.6. მჟანგავი მჟავას თვისებები

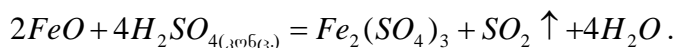
2.1. მიმოცვლის რეაქციები. მჟანგავი მჟავა რეაგირებს ოქსიდთან, ჰიდროქსიდთან და მარილთან, რომელთა შედგენილობაში შემავალი მეტალის კატიონი არ ავლენს ჟანგვის ცვლად ხარისხს, და ასევე მჟავასთან, რომელიც არ ითვლება მჟანგავად.

2.2. რეაქცია ჰიდროქსიდთან, ოქსიდთან და მარილთან.

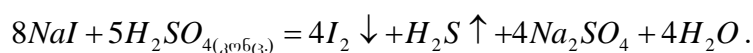
ა) თუ ფუძის წარმომქმნელი მეტალს შეიძლება ჰქონდეს რამდენიმე ჟანგვის ხარისხი, ხოლო მჟავა ავლენს მჟანგავ თვისებებს, მაშინ ეს რეაქციები შეიძლება წარიმართოს ელემენტთა ჟანგვის ხარისხის ცვლილებით, მაგალითად,



ბ) ანალოგიურად იქცევა რეაქციებში მჟავა-მჟანგავები და მეტალთა ოქსიდები, რომლებიც ავლენენ ჟანგვის ცვლად ხარისხს:

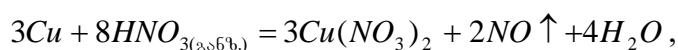
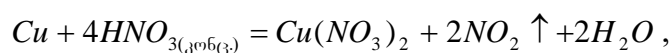


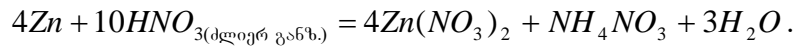
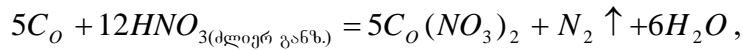
გ) მჟანგავი მჟავას რეაქციისას მარილებთან, რომლებიც შეიცავენ აღმდგენი თვისებების მქონე ანიონებს, მიმდინარეობს მისი ჟანგვა:



2.2.7. მჟანგავი მჟავას მეტალებთან ურთიერთქმედება

აზოტისა და გოგირდის კონცენტრირებული მჟავები ითვლება ძლიერ მჟანგავებად და შეუძლიათ ურთიერთქმედება მეტალებთან, რომლებიც ძაბვათა მწკრივში დგანან, როგორც წყალბადამდე, ისე მის შემდეგ, მაგრამ წყალბადის გამოძევება არ ხდება, წარმოიქმნება აზოტის და გოგირდის აღმდგენის პროდუქტები, ამასთან, პროდუქტთა შედგენილობა დამოკიდებულია მეტალის აქტივობაზე, მჟავას კონცენტრაციასა და ტემპერატურაზე:



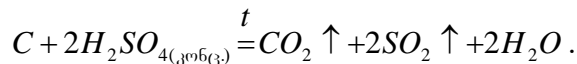
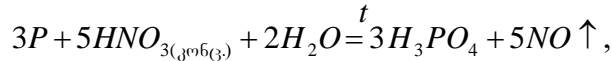
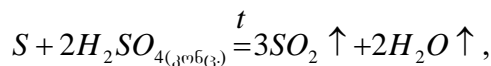
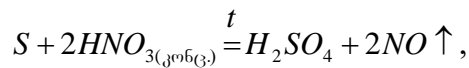


სპილენძი არ ურთიერთქმედებს განზავებულ გოგირდმჟავასთან, მაგრამ რეაგირებს კონცენტრირებულთან, თუმცა ამ დროს წყალბადი არ გამოიყოფა:

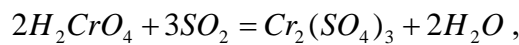


ზოგიერთი მეტალი, რომელიც დაბნობა მწკრივში წყალბადამდე დგას, მაგალითად, *Fe*, *Al*, *Cr*, არ ურთიერთქმედებს აზოტმჟავასთან და კონცენტრირებულ გოგირდმჟავასთან, რადგან ამ მეტალთა ზედაპირზე ეს მჟავები პასიურდება ოქსიდური აფსკის წარმოქმნის გამო, რომელიც ჩვეულებრივ პირობებში არ იხსნება კონცენტრირებულ მჟავაში.

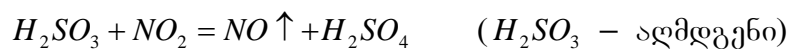
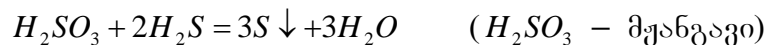
კონცენტრირებული აზოტისა და გოგირდის მჟავები ურთიერთქმედებს არამეტალებთან – გოგირდთან, ფოსფორთან, ნახშირბადთან:



მჟავები, წარმოქმნილი უმაღლესი ჟანგვის ხარისხის მქონე გარდამავალი მეტალებით, მაგალითად, ქრომის $[H_2CrO_4]$, მანგანუმის $[HMnO_4]$ ძლიერი მჟანგავებია:



მჟავებს, რომლებშიც მჟავაწარმოქმნელი ელემენტი იმყოფება შუალედურ ჟანგვის ხარისხში, შეუძლიათ გამოავლინონ როგორც მჟანგავი, ისე აღმდგენი თვისებები:



2.3. მეტი რომ ვიცოდეთ მუავათა შესახებ

საყოველთაოდ ცნობილია, რომ მუავათა უმრავლესობა ჩვეულებრივ პირობებში, თხევადია (HNO_3 - აზოტმუავა, H_2SO_4 - გოგირდმუავა, $HClO_4$ - ქლორმუავა და სხვ.), ზოგიერთი მათგანი კი – მყარი ნივთიერებაა (H_3PO_3 - ფოსფოროვანმუავა, H_3PO_4 - ფოსფორმუავა, H_2SiO_3 - სილიციუმმუავა და სხვ.). იშვიათი გამონაკლისის გარდა (მაგალითად, H_2SiO_3), მუავა წყალს ერევა ნებისმიერი თანაფარდობით. უჯანგბადო მუავა არამეტალის (მეტალოიდის) აირადი წყალბადნაერთის წყალხსნარია (HCl - მარილმუავა ანუ ქლორწყალბადმუავა, HBr - ბრომწყალბადმუავა, H_2S - გოგირდწყალბადმუავა და სხვ.).

მუავა მცენარეული და ცხოველური წარმოშობის ქსოვილებს აზიანებს (ამოჭამს), მოქმედებს ინდიკატორებზე – ლაკმუსის იისფერ ხსნარს აწითლებს, მეთილნარინჯის ნარინჯისფერ ხსნარს ვარდისფრად ფერავს, ფენოლფტალეინის უფერო ხსნარს ფერს არ უცვლის და სხვ.

ფთორწყალბადმუავა (HF , მდნობი მუავა) – საშუალო სიძლიერის ერთფუძიანი მუავაა. სხვა ჰალოგენწყალბადმუავებთან (HF , HCl , HBr , HI) შედარებით სუსტია. მათი სიძლიერე იზრდება მწკრივში (HF , HCl , HBr , HI), რაც აიხსნება - $H-Hal$ (Hal – ჰალოგენი) ბმის ენერჯის შემცირებით. იოდწყალბადმუავა (HI) ამ მწკრივში ყველაზე ძლიერი მუავაა (იგი სხვა უჯანგბადო მუავებს შორისაც ყველაზე ძლიერი მუავაა). ფთორწყალბადმუავა ენერჯიულად შედის ქიმიურ რეაქციებში თითქმის ყველა მეტალთან, ოქროსა (Au) და პლატინის (Pt) გარდა, შესაბამისი მარილის – ფთორიდის წარმოქმნით. HF წყალხსნარშიც ასოცირებულია მოლეკულების სახით – წყალბადური ბმების გამო. $0,1N$ ხსნარში ფთორწყალბადმუავას იონებად დისოციაციის ხარისხი შეადგენს 8%-ს მაშინ, როდესაც იმავე კონცენტრაციის დანარჩენი ჰალოგენწყალბადმუავების დისოციაციის ხარისხი 92-95%-ის ინტერვალშია. ფთორწყალბადმუავას მნიშვნელოვან თვისებას წარმოადგენს სილიციუმ(IV)-ის ოქსიდთან ურთიერთქმედება ($4HF + SiO_2 = SiF_4 + 2H_2O$). იგი შლის მინას, რადგან ურთიერთქმედებს მასში შემავალ SiO_2 -თან, ამაზეა აგებული მინის ზედაპირზე გრავირება.

ქლორწყალბადმუავა (HCl , მარილმუავა) – ძლიერი ერთფუძიანი მუავაა, რომელსაც მარილმუავა ეწოდება. მისი კონცენტრირებული ხსნარი შეესაბამება

37% HCl -ის შემცველობას (სიმკვრივე 1,19გ/სმ³). მარილმუჟავაში იხსნება ყველა მეტალი ($2HCl + Fe = FeCl_2 + H_2$, $2HCl + Zn = ZnCl_2 + H_2$ და სხვ.), რომელიც მეტალთა აქტიურობის მწკრივში წყალბადამდეა მოთავსებული (სხვა მუჟავებთან ერთად, რომლებიც იხენენ ჟანგვის უნარს, დანარჩენ მეტალებსაც ხსნის: $Au + 4HCl + HNO_3 = HAuCl_4 + NO + 2H_2O$). ჰაერზე ქლორწყალბადმუჟავა ბოლავს, რადგან წყლის ორთქლთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის ნისლს, რომელიც HCl -ის ხსნარის მცირე ზომის წვეთებისგან შედგება.

მარილმუჟავას დიდი გამოყენება აქვს მედიცინაში (მარილმუჟავა ადამიანის კუჭის წვეთის ერთ-ერთი ძირითადი კომპონენტია - მონაწილეობს საკვების მონელებასა და ათვისებაში, მონაწილეობს ზოგიერთი ჰორმონის წარმოქმნაში, უნებელს ხდის გარემოდან კუჭში მოხვედრილ მიკრობებს. ამიტომ კუჭის წვეთის დაბალი მუჟავიანობის დროს იყენებენ მარილმუჟავას განზავებულ 8,2-8,4%-იან ხსნარს), ქიმიურ წარმოებაში, მეტალურგიაში, საღებავების დამზადებაში, ქლორის წარმოებასა და ბევრი მეტალის ქლორიდის მოსამზადებლად. მეტალთა ზედაპირის დასამუშავებლად მონიკელების, მოქრომვის, მოთუთიების წინ. მარილმუჟავას მნიშვნელოვან როლდენობას იყენებენ აგრეთვე ლაბორატორიულ პრაქტიკაში.

ბრომწყალბადმუჟავა (HBr) – ძლიერი ერთფუძიანი მუჟავაა. მასში მრავალი მეტალი იხსნება – ბრომიდების წარმოქმნით, რომელთა უმრავლესობა წყალში ხსნადია. ბრომწყალბადმუჟავა სინათლეზე, ჰაერთან შეხების დროს, სწრაფად მუქდება თავისუფალი ბრომის გამოყოფის გამო ($4HBr + O_2 = 2Br_2 + 2H_2O$). ბრომწყალბადმუჟავას წყალხსნარი ადვილად მიიღება, თუ ამ ჰალოგენს გოგირდოვანი აირით ადადგენენ წყალხსნარში ($Br_2 + SO_2 + 2H_2O = 2HBr + H_2SO_4$). მიღებული ნარევის გაცხელებით გამოიხდება ბრომწყალბადმუჟავას წყალხსნარი, გოგირდმუჟავა, როგორც ძნელად აქროლადი, ნალექში დარჩება. ბრომიდების ხსნადობა ახლოსაა შესაბამისი ქლორიდების ხსნადობასთან. HBr -ის მთავარი განსხვავება HCl -გან ისაა, რომ ბრომწყალბადმუჟავა ნელა იჟანგება მოლეკულური ჟანგბადით (სინათლე აჩქარებს ამ რეაქციას). ბრომწყალბადმუჟავას მარილებიდან მნიშვნელოვანია ტუტე მეტალების ($NaBr$, KBr და სხვ.) ბრომიდები.

სინათლისადმი დიდი გრძნობიერების გამო, ფოტოგრაფიულ ქიმიაში ფართოდ იყენებენ ბრომის ნაერთებს, მათზე დიდი მოთხოვნილებაა ორგანულ სინთეზში, ლაბორატორიულ ტექნიკაში.

იოდწყალბადმჟავა (HI) – ერთფუძიანი ძლიერი მჟავაა. მის მარილებს იოდიდები ეწოდება. ყველა მათგანი, გარდა ვერცხლის იოდიდისა (AgI), წყალში ხსნადია. მოლეკულური ჟანგბადი თანდათან ჟანგავს იოდწყალბადმჟავას, ოთახის ტემპერატურაზე (სინათლის მოქმედებით რეაქცია ჩქარდება $4HI + O_2 = I_2 + 2H_2O$) მაშინ, როდესაც ბრომწყალბადმჟავა გაცილებით ნელა ურთიერთქმედებს ჟანგბადთან, ხოლო ქლორწყალბადმჟავა, ჩვეულებრივ პირობებში, საერთოდ არ ურთიერთქმედებს ჟანგბადთან. იოდწყალბადმჟავას აღმდგენი თვისებები კიდევ უფრო მკაფიოდ მჟღავნდება კონცენტრირებულ გოგირდმჟავასთან ურთიერთქმედების პროცესში ($8HI + H_2SO_4 = 4I_2 + H_2S + 4H_2O$). ამიტომ იოდწყალბადმჟავა პრაქტიკულად არ მიიღება იოდიდებზე გოგირდმჟავას მოქმედებით.

იოდწყალბადმჟავას ნაერთებიდან დიდი გამოყენება აქვს ნატრიუმისა და კალიუმის იოდიდებს ანალიზური მიზნებისთვის, მედიცინაში (სადეზინფექციოდ და სამკურნალოდ). მათ იყენებენ აგრეთვე ფოტოგრაფიასა და საღებავების წარმოებაში.

ქვექლოროვანი მჟავა (HClO) – მიიღება ქლორ(I)-ის ოქსიდის (Cl_2O) გახსნით წყალში ($Cl_2O + H_2O = 2HClO$), აგრეთვე ქლორის წყალში გახსნით (ჰიდროლიზით, $Cl_2 + H_2O = HClO + HCl$). იგი ძალიან სუსტი მჟავაა – მისი მარილებია ჰიპოქლორიტები ($NaClO$, $KClO$ და სხვ.). ქვექლოროვანი მჟავა და მისი მარილები (ჰიპოქლორიტები) ძლიერი მჟანგავებია, რადგან მათი დაშლის დროს გამოყოფილი ატომური ჟანგბადი ($HClO = HCl + O$, $NaClO = NaCl + O$) ძლიერი მჟანგავია.

ქლოროვანმჟავა ($HClO_2$) – წარმოიქმნება ქლორის დიოქსიდის წყალში გახსნით ($2ClO_2 + H_2O = HClO_2 + HClO_3$). ქლოროვანმჟავას წყალხსნარი ასევე მიიღება ბარიუმის ქლორიტზე ($Ba(ClO_2)_2$) განზავებული გოგირდმჟავას მოქმედებით ($Ba(ClO_2)_2 + H_2SO_4 = 2HClO_2 + BaSO_4$). მისი წყალხსნარები არამდგრადია. ქლოროვანმჟავა ავტორედოქსიდაციას განიცდის. თვითჟანგვა – აღდგენისას ქლოროვანმჟავასაგან მიიღება ქვექლოროვანმჟავას და ქვექლორმჟავას ნარევი ($2HClO_2 = HClO + HClO_3$). ქლოროვანმჟავა სუსტი მჟავაა და იგი თავისუფალი სახით დღემდე არ არის მიღებული. ბევრად უფრო მდგრადია ქლოროვანმჟავას მარილები – ქლორიტები, რისთვისაც ქლორის დიოქსიდით მოქმედებენ ნატრიუმის პეროქსიდზე ($2ClO_2 + Na_2O_2 = 2NaClO_2 + O_2$).

ქლორიტები გამოიყენება როგორც ძლიერი მჟანგავები და მათეთრებელი ნივთიერება. მძიმე მეტალების მყარი ქლორიტები გახურებით და დარტყმით აფეთქებით იშლება.

ქვექლორმჟავა ($HClO_3$) – მიიღება ქლორატებზე განზავებული მჟავების მოქმედებისას ($Ba(ClO_3)_2 + H_2SO_4 = 2HClO_3 + BaSO_4 \downarrow$). ბარიუმსულფატის გამოლეკვის შემდეგ სითხეს გადმოსხამენ და ვაკუუმში ააორთქლებენ 40%-იანი $HClO_3$ -ის ხსნარის მიღებამდე. შემდგომი კონცენტრირებისას $HClO_3$ იწყებს დაშლას.

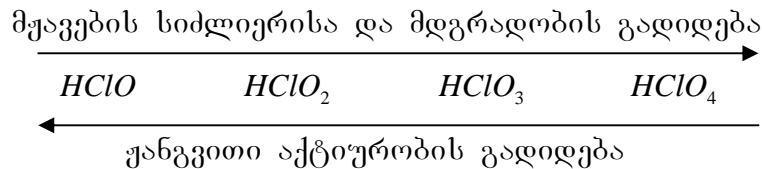
ქვექლორმჟავა ძლიერი ერთფუძიანი მჟავაა – ამასთანავე იგი ძლიერი მჟანგავია. მისი წყალხსნარები, რომლებშიც $HClO_3$ -ის შემცველობა 40%-ზე ნაკლებია, საკმაოდ მდგრადია. ქვექლორმჟავას მარილები – ქლორატები ადვილად მიიღება ქლორის გატარებით ტუტეთა ცხელ ხსნარებში ($3Cl_2 + 6KOH = KClO_3 + 5KCl + 3H_2O$). კალიუმის ქლორატი (რომელიც მისი პირველად მიმღების პატივსაცემად ბერთოლეს მარილის სახელწოდებითაა ცნობილი) მიიღება აგრეთვე ცხელ კირხსნარში ქლორის გატარებით და შემდგომ კალიუმქლორიდის დამატებით ($6Cl_2 + 6Ca(OH)_2 = Ca(ClO_3)_2 + 5CaCl_2 + 6H_2O$; $Ca(ClO_3)_2 + 2KCl = 2KClO_3 + CaCl_2$).

ქვექლორმჟავას კალიუმქლორატი ძლიერი მჟანგავია – წვის უნარის მქონე ნივთიერებებთან ადვილად ფეთქდება, ამიტომ ფოიერვერკების დამზადებისას შემადგენელ ნაწილებს ცალ-ცალკე დაფხვნიან და მხოლოდ ამის შემდეგ ფრთხილად შეურევენ ერთმანეთს. მას დიდი რაოდენობით იყენებენ ასანთის წარმოებაში, პიროტექნიკასა და მედიცინაში.

ქლორმჟავა ($HClO_4$) – მიიღება მისი შესაბამისი ანჰიდრიდის წყალში გახსნით ($Cl_2O_7 + H_2O = 2HClO_4$). იგი ქლორის ჟანგბადოვანი მჟავებიდან ყველაზე მდგრადი მჟავაა. $HClO_4$ ყველაზე ძლიერი ერთფუძიანი მჟავაა. ქლორმჟავა თავისუფალ მდგომარეობაში არსებობს. იგი ფეთქებადია. მისი ერთი წვეთი კი იწვევს ქაღალდის, ბამბის, ხის აალებას. წყალთან წარმოქმნის ჰიდრატებს, რომელგან მონოჰიდრატი $HClO_4 \cdot H_2O$ ხასიათდება დნობის მაღალი ტემპერატურით (+50°). გაცხელებისას ქლორმჟავა ადვილად ფეთქდება, რაც აიხსნება იმით, რომ $HClO_4$ -ის გათბობისას მიღებული Cl_2O_7 იშლება ($2Cl_2O_7 = 4ClO_2 + 3O_2$). ქლორმჟავა ხშირად ფეთქდება უძრავ მდგომარეობაშიც კი,

ამიტომ მას დაბალ ტემპერატურაზე გამოხდინან. მისი წყალხსნარები ბევრად უფრო მდგრადია.

ქლორმჟავას მარილები – პერქლორატები ($KClO_4$, $Ca(ClO_4)_2$ და სხვ.), ქლორის ჟანგბადოვანი ნაერთებიდან ყველაზე მდგრადია. მათ იყენებენ ზოგიერთი ფეთქებადი ნივთიერების დასამზადებლად. ქლორის ნაერთები გამოიყენება კვების მრეწველობასა და მედიცინაში, სასუქების წარმოებასა და ფოტოგრაფიაში.



ამრიგად, შეიძლება ითქვას, რომ ქლორის ჟანგვის რიცხვის ზრდასთან ერთად იზრდება ჟანგბადოვანი მჟავების სიძლიერე და მდგრადობა, მაგრამ მათი ჟანგვითი აქტიურობა მცირდება.

ქვებრომოვანმჟავა ($HBrO$) მიიღება ბრომ(I)-ის ოქსიდის წყალში გახსნით ($Br_2O + H_2O = 2HBrO$). იგი მიიღება აგრეთვე ბრომის გატარებით ცივ წყალში ($Br_2 + H_2O = HBrO + HBr$). ქვებრომოვანმჟავა არსებობს მხოლოდ წყალხსნარში. სინათლეზე და გახურების დროს ($HBrO$) იშლება ბრომწყალბადმჟავას და ჟანგბადის გამოყოფით ($2HBrO = 2HBr + O_2$) – შიგამოლეკულებური ჟანგვა-აღდგენის შედეგად.

ქვებრომოვანმჟავას მარილებს ჰიპობრომიტები ($NaBrO$, $Ca(BrO)_2$ და სხვ.) ეწოდება და მათი მიღება შეიძლება ბრომის გატარებით ტუტეთა ცივ ხსნარებში ($Br_2 + 2NaOH = NaBrO + NaBr + H_2O$). $HBrO$ უფრო სუსტია, ვიდრე $HClO$, ამიტომ მისი მარილები (ჰიპობრომიტები) უფრო ძლიერი მჟანგავებია, ვიდრე ჰიპოქლორიტები.

ბრომოვანმჟავა ($HBrO_2$) წარმოიქმნება ბრომ(III)-ის ფთორიდის ჰიდროლიზით ($BrF_3 + 2H_2O = HBrO_2 + 3HF$), რომელსაც თან ახლავს დისპროპორცირება ($3HBrO_2 = 2HBrO_3 + HBr$) და ქვებრომმჟავას ($HBrO_3$) წარმოქმნა. ბრომოვანმჟავას მარილებს ბრომიტები ($NaBrO_2$, $KBrO_2$ და სხვ.) ეწოდება.

ქვებრომმჟავა ($HBrO_3$) მიიღება ბრომის წყალხსნარში ძლიერი მჟანგავის (ქლორის) გატარებით ($Br_2 + 6H_2O + 5Cl_2 = 2HBrO_3 + 10HCl$). მდგრადია მხოლოდ

მისი წყალხსნარი. მისი ხსნარი უფეროა. $HBrO_3$ -ის შესაბამისი მარილები – ბრომიტები მიიღება ბრომის გატარებით ტუტეთა ცხელ ხსნარებში ($3Br_2 + 6KOH = KBrO_3 + 5KBr + 3H_2O$). კონცენტრირებულ ხსნარებში $HBrO_3$ იშლება. მისი შესაბამისი ანჰიდრიდი არ არის ცნობილი. თავისი თვისებებით $HBrO_3$ ძალიან ჰგავს $HClO_3$ -ს. ქვებრომჟავა აგრეთვე მიიღება ბარიუმის ბრომატის განზავებული გოგირდმჟავათი დაშლისას ($Ba(BrO_3)_2 + H_2SO_4 = 2HBrO_3 + BaSO_4 \downarrow$). ქვებრომჟავას მარილები ($M[BrO_3]$, სადაც $M = Na, K, Ca$ და სხვ.) შედარებით მდგრადი ნაერთებია. ბრომატები, ქლორატების მსგავსად, ძლიერი მჟანგავებია.

ქვებრომჟავასა და მის ნაერთებს იყენებენ ორგანულ სინთეზში, ლაბორატორიულ ტექნიკაში, კვების მრეწველობაში (კალიუმის ბრომატი - $KBrO_3$) და სხვ.

ბრომმჟავა ($HBrO_4$) შეიძლება მიღებულ იქნეს ქვებრომჟავას წყალხსნარში ქსენონის დიფთორიდის (XeF_2) გატარებით ($HBrO_3 + XeF_2 + H_2O = HBrO_4 + Xe + 2HF$). ბრომმჟავა არსებობს მხოლოდ წყალხსნარის სახით. შედარებით მდგრადია მისი მარილები – ტეტრაოქსობრომატები ($NaBrO_4$, $KBrO_4$ და სხვ.). ბრომმჟავასა და მისი მარილების – პერბრომატების შესახებ ცნობები ჯერჯერობით თითქმის არ მოიპოვება.

ბრომის ნაწარმები ფართოდ გამოიყენება მეურნეობის სხვადასხვა დარგში – ზოგიერთი სპეციფიკური სახის პესტიციდებისა და საღებავების დასამზადებლად. მათ იყენებენ აგრეთვე ფარმაცევტულ მრეწველობაში – სამკურნალო პრეპარატების მისაღებად.

ქვეიოდოვანმჟავა (HIO) – მიიღება იოდის ურთიერთქმედებით წყალთან ($I_2 + H_2O = HIO + HI$). ქვეიოდოვანმჟავა მხოლოდ განზავებული ხსნარის სახით არსებობს. მწკრივში $HClO - HBrO - HIO$ მჟავების მდგრადობა და უანგვითი აქტიურობა მცირდება. ქვეიოდოვანი მჟავა (HIO) ამფოტერული ნაერთია, რომელშიც ფუძური თვისებები სჭარბობს მჟავურ თვისებებს. ქვეიოდოვანმჟავა ადვილად განიცდის თვითჟანგვა-აღდგენით გარდაქმნას (მიიღება ქვეიოდოვანმჟავა და იოდწყალბადმჟავა $3HOI = HIO_3 + 2HI$). ქვეიოდოვანმჟავას მარილები – ჰიპოიდიტები მიიღება იოდის გახსნით ტუტის ცივ ხსნარში

$(I_2 + 2KOH = KIO + KI + H_2O)$. ჰიპოიოდიტები ადვილად იშლება, ხდება იოდონის დისპროპორცირება ($3KIO = KIO_3 + 2KI$).

ქვეოდმჟავას (HIO_3) მიღება შეიძლება იოდის ჟანგით აზოტმჟავაში ($3I_2 + 10HNO_3 = 6HIO_3 + 10NO + 2H_2O$). იგი უფრო კრისტალური ნივთიერებაა, არსებობს თავისუფალი სახით, კარგად იხსნება წყალში, ოთახის ტემპერატურაზე მდგრადია. 200° -მდე გაცხელებისას HIO_3 -საგან მიიღება ქვეოდმჟავას ანჰიდრიდი (I_2O_5), რომელიც წყალთან ისევ ქვეოდმჟავას წარმოქმნის ($I_2O_5 + H_2O = 2HIO_3$). ქვეოდმჟავა და მისი მარილები (იოდატები - $NaIO_3$, KIO_3 და სხვ.) უფრო სუსტი მჟანგავებია, ვიდრე ქვექლორ- და ქვებრომმჟავები და მათი შესაბამისი მარილები. ქვეოდმჟავასთვის დამახასიათებელია იოდატებთან ერთად გამოკრისტალება (ცნობილია ნაერთები - $KIO_3 \cdot 2HIO_3$, $NaIO_3 \cdot 2HIO_3$ და სხვ.).

იოდმჟავა (HIO_4) - მიიღება იოდის ქლორმჟავათი დაჟანგვის დროს ($I_2 + 2HClO_4 = 2HIO_4 + Cl_2$). იგი ძლიერი მჟანგავია. აღსანიშნავია, რომ იოდმჟავასთან შებმული წყლის მოლეკულების წყალბადებიც იხენს მეტალით ჩანაცვლების უნარს. იგი რთული მჟავაა, რომელსაც შეიძლება მიეწეროს $(HIO_4)_x(H_2O)_y$ ფორმულა, მაგალითად, H_5IO_6 ხუთფუძიანი სუსტი მჟავაა, რომელშიც წყალბადის ხუთივე ატომი ჩანაცვლება მეტალით. ორთოიოდმჟავას (H_5IO_6) მარილებს (Ag_5IO_6 , Na_5IO_6 და სხვ.) **ორთოპერიოდატები** ეწოდება. პერქლორატებისგან ($KClO_4$ და სხვ.) განსხვავებით, თითქმის ყველა პერიოდატი მცირედ იხსნება წყალში.

იოდი და მისი ნაერთები დიდი რაოდენობით გამოიყენება მედიცინაში. მისი 10%-იანი სპირტხსნარი იხმარება ჭრილობების საღებინფექციოდ და სამკურნალოდ. გამოიყენება აგრეთვე ათეროსკლეროზის საწინააღმდეგოდ. იოდის ნაერთებს იყენებენ ფოტოგრაფიასა და საღებავების წარმოებაში, ორგანულ სინთეზში და სხვ., აგრეთვე იხმარება ანალიზურ ქიმიაში (იოდომეტრია და სხვ.).

გოგირდწყალბადმჟავა (H_2S) - გოგირდწყალბადის წყალხსნარი სუსტი ორფუძიანი მჟავაა; მიიღება გოგირდის წყალბადთან ურთიერთქმედებით $S + H_2 = H_2S$ (მაღალ ტემპერატურაზე) და მისი წყალში გახსნით. დისოცირდება ორ საფეხურად, ძირითადად პირველი საფეხურის მიხედვით ($H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$,

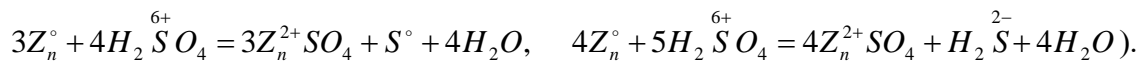
$K_1 = 9 \cdot 10^{-8} (I)$; $HS^- \rightleftharpoons H^+ + S^{2-}$, $K_2 = 4 \cdot 10^{-12} (II)$. მე-2 საფეხურის დისოციაცია იმდენად მცირეა, რომ იგი ვერ ახდენს არსებით გავლენას გოგირდწყალბადმჟავას ელექტროგამტარობაზე. H_2S -ის წყალხსნარში წყალბად-იონთა კონცენტრაცია საკმარისია იმისათვის, რომ მან ლურჯი ლაკმუსის ფერი წითლად შეცვალოს, მაგრამ არასაკმარისია ყვითელი მეთილორაჟი წითლად შესაფერად. გოგირდწყალბადმჟავა წარმოქმნის სრულ (Na_2S , CaS და სხვ.) და მჟავა ($NaHS$, KHS და სხვ.) მარილებს – ჰიდროსულფიდებს. ვერცხლისა და სპილენძის საგნები შავდება H_2S -ის შემცველ ჰაერსა და წყალში ($4Ag + 2H_2S + O_2 = 2Ag_2S + 2H_2O$; $2Cu + 2H_2S + O_2 = 2CuS + 2H_2O$), რაც გამოწვეულია იმით, რომ ვერცხლისა და სპილენძის ზედაპირი იფარება შესაბამისი სულფიდების ფენით (Ag_2S და CuS შავი ფერისაა). იგი კარგი აღმდგენია ($H_2S + Cl_2 = S + 2HCl$; $5H_2S + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 = 5S + K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O$ და სხვ.). სულფიდების სხვადასხვა ხსნადობასა და შეფერილობაზეა დამყარებული ლაბორატორიულ პრაქტიკაში მძიმე მეტალთა იონების თვისებით და რაოდენობით ანალიზში H_2S -ის გამოყენება.

გოგირდოვანმჟავა (H_2SO_3) – საშუალო სიძლიერის ორფუძიანი მჟავაა. მიიღება გოგირდოვანი აირის (SO_2) წყალთან ურთიერთქმედებით ($SO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_3$), რომელიც მხოლოდ წყალხსნარის სახით არსებობს. ხსნარს გოგირდოვანი აირის სუნი აქვს, მისგან ამ უკანასკნელის (SO_2) აქროლების გამო. გოგირდოვანი მჟავა წარმოქმნის ორი რიგის მარილებს – საშუალო მარილებს (სულფიტებს, Na_2SO_3 , $CaSO_3$ და სხვ.) და მჟავა მარილებს (ჰიდროსულფიტებს, $NaHSO_3$, $KHSO_3$ და სხვ.). ყველა ჰიდროსულფიტი წყალში ხსნადია, სულფიტებიდან ხსნადია მხოლოდ ტუტე მეტალთა და ამონიუმის მარილები, ხოლო დანარჩენი უხსნარი ან მცირედ ხსნადია. რეაქციებში გოგირდოვანი მჟავა გამოიყენება როგორც აღმდგენი ($H_2SO_3 + Cl_2 + H_2O = H_2SO_4 + 2HCl$; $2K_2SO_3 + O_2 = 2K_2SO_4$ და სხვ.) და როგორც მჟანგავი ($H_2SO_3 + 2H_2S = 3S + 3H_2O$ და სხვ.).

გოგირდოვანი მჟავა, გოგირდოვანი აირის ანალოგიურად, გამაუფერებელი მოქმედებით ხასიათდება, რაც მის გამოყენებას განაპირობებს. H_2SO_3 -ით

ათეთრებენ შალს, აბრეშუმს, ქაღალდს, რომლებიც ქლორის მოქმედებით იშლებიან.

გოგირდმჟავა (H_2SO_4) – უფერო, არააქროლადი, ბლანტი სითხეა. იგი ძლიერი, ორფუძიანი მჟავაა, ძლიერი ელექტროლიტი. წყალხსნარებში ორ საფეხურად დისოცირდება ($H_2SO_4 \rightarrow H^+ + HSO_4^- (I)$, $HSO_4^- \rightleftharpoons H^+ + SO_4^{2-} (II)$). პირველ საფეხურზე დისოციაცია სრულად მიმდინარეობს. გოგირდმჟავას მჟავას ყველა თვისება ახასიათებს – მოქმედებს ფუძურ ოქსიდებთან, ფუძეებთან, მარილებთან ($H_2SO_4 + BaO = BaSO_4 \downarrow + H_2O$, $H_2SO_4 + Mg(OH)_2 = MgSO_4 + 2H_2O$, $H_2SO_4 + Cu(NO_3)_2 = CuSO_4 + 2HNO_3$). მეტალებთან ურთიერთქმედებისას აღსანიშნავია, რომ განზავებული გოგირდმჟავას შემთხვევაში მუანგავია წყალბდის დადებითი იონი (H^+), ამიტომ იგი ურთიერთქმედებს მხოლოდ იმ მეტალებთან, რომლებიც აქტიურობის მწკრივში მოთავსებულია წყალბადამდე ($Mg + H_2SO_4 = Mg^{+2}SO_4 + H_2$), ხოლო კონცენტრირებული გოგირდმჟავას დროს მუანგავია გოგირდის (S^{6+}) იონი, რომელიც უანგავს მეტალთა აქტიურობის მწკრივში ვერცხლამდე მოთავსებულ ყველა მეტალს – პირობებისა (მჟავას კონცენტრაცია, ტემპერატურა) და მეტალის აქტიურობის მიხედვით მიიღება სხვადასხვა ნივთიერება ($Cu^{\circ} + 2H_2^{2+}SO_4 = CuSO_4 + S^{4+}O_2 + 2H_2O$,



კონცენტრირებული გოგირდმჟავა უანგავს ზოგიერთ არამეტალსაც (მაგ. გოგირდს, $2H_2^{6+}SO_4 + S^{\circ} = 3S^{4+}O_2 + 2H_2O$; ნახშირბადს,

$2H_2^{6+}SO_4 + C^{\circ} = 2S^{4+}O_2 + CO_2 + 2H_2O$). გოგირდმჟავა წარმოქმნის ორი რიგის მარილებს: სრულ მარილებს – სულფატებს ($CaCO_3 + H_2SO_4 = CaSO_4 + CO_2 + H_2O$) და მჟავა მარილებს – ჰიდროსულფატებს ($NH_4OH + H_2SO_4 = NH_4HSO_4 + H_2O$).

გოგირდმჟავა ქიმიური მრეწველობის ერთ-ერთი მნიშვნელოვანი პროდუქტია – მას იყენებენ ნავთობგამწმენდ წარმოებაში, ორგანულ სინთეზში და მინერალური სასუქების მისაღებად. გოგირდმჟავას საშუალებით მიიღება სხვადასხვა მჟავა და მარილი. იგი ფართოდ გამოიყენება საღებრების, ფოტქებადი ნივთიერებების, სინთეზური გამრეცხი საშუალებების წარმოებაში. მეტალდასამუშავებელ წარმოებაში იგი გამოიყენება მეტალის ზედაპირის ოქსიდებისაგან გასასუფთავებლად – მონიკელების, მოქრომვის ან სხვა მსგავსი

ოპერაციების წინ. გოგირდმჟავას ჰიგროსკოპიულობა, წყლისადმი დიდი სწრაფვა განაპირობებს მის გამოყენებას აირების გასაშრობად.

სელენწყალბადმჟავა (H_2Se) – მიიღება სელენის უშუალო შეერთებით (400°) წყალბადთან ($Se + H_2 \rightleftharpoons H_2Se$) და შემდგომ წყალში გახსნით. მისი წყალხსნარი ხასიათდება სუსტი მჟავას თვისებებით. იგი ორფუძიანი, ნაკლებ მდგრადი მჟავაა, ვიდრე გოგირდწყალბადმჟავა, მაგრამ წყალში მასზე კარგად იხსნება (0,1 მოლური კონცენტრაციის ხსნარში H_2Se -ის იონებად დისოციაციის ხარისხი 4%-ია). მისი პირველი დისოციაციის მუდმივა ($K_1 = 1,88 \cdot 10^{-4}$) საკმაოდ მცირეა. სელენწყალბადმჟავას მარილებს სელენიდები ეწოდება. სელენწყალბადმჟავა მარილების ორ რიგს წარმოქმნის – მჟავა სელენიდებს ($M'HSe$, სადაც $M' = Na, K$ და ა.შ.) და სრულ სელენიდებს (M'_2Se). H_2Se - კარგი აღმდგენია ($H_2Se + Cl_2 = Se + 2HCl$). სელენწყალბადმჟავას ნაერთებს აღმოაჩნდათ ნახევარგამტარის თვისებები და ფართოდ გამოიყენება ელექტროტექნიკაში.

ტელურწყალბადმჟავა (H_2Te). ტელური წყალბადს უშუალოდ არ უერთდება. მისი წყალბადნაერთის მიღება შეიძლება ელექტროლიზით – წყალბადის ტელურის კათოდზე გამოყოფით. გარდა ამისა, მეტალების ტელურიდებზე (მაგალითად, Al_2Te_3 -ზე) მჟავების მოქმედებით მიიღება დაბალი კონცენტრაციის ტელურწყალბადი ($Al_2Te_3 + 6HCl = 3H_2Te + 2AlCl_3$). წყალში ტელურწყალბადი შედარებით კარგად იხსნება და მიიღება ტელურწყალბადმჟავა (ჰაერთან შეხებისას სწრაფად იშლება, ამიტომ მასთან მუშაობა შეიძლება უპაერო გარემოში). იგი სუსტი ორფუძიანი მჟავაა. ტელურწყალბადმჟავას მარილებს ტელურიდები ეწოდება. იგი წარმოქმნის მჟავა მარილებს ($NaHTe, KHTe$) და სრულ მარილებს (Na_2Te და სხვ.). ტელურწყალბადმჟავას მარილებიდან წყალში კარგად იხსნება ტუტე მეტალების მარილები, ხოლო მძიმე მეტალების ტელურიდები წყალში არ იხსნება. ტელურწყალბადმჟავა კარგი აღმდგენია ($H_2Te^{2-} + Cl_2 = Te + 2HCl^-$).

ტელური და მისი წარმოებულები გამოიყენება ნახევარგამტარების ტექნიკაში. მეტალებზე დამატება ზრდის მათ მექანიკურ მდგრადობას. ტელურის ნაერთებს იყენებენ აგრეთვე ქიმიურ სინთეზში ტელურორგანული ნივთიერებების მისაღებად.

სელენოვანმჟავა (H_2SeO_3) – მიიღება სელენის დიოქსიდის (SeO_2) წყალში გახსნით ($SeO_2 + H_2O = H_2SeO_3$). იგი არის სუსტი ორფუძიანი მჟავა.

გოგირდოვანმჟავასგან (H_2SO_3) განსხვავებით, სელენოვანმჟავა გამოყოფილია თავისუფალ მდგომარეობაში და მყარი ნივთიერებაა, რომელიც ადვილად კარგავს წყალს გახურების (70°) დროს ($H_2SeO_3 = SeO_2 + H_2O$). გოგირდოვანმჟავასგან განსხვავებით, სელენოვანმჟავა მხოლოდ სიმეტრიულ ფორმით $\left(\begin{array}{l} H-O \\ H-O \end{array} \right) Se=O$ არსებობს. სელენოვანმჟავას მიღება ასევე შეიძლება, მაგალითად, ელემენტარულ სელენზე განზავებული აზოტმჟავას მოქმედებით ($3Se + 4HNO_3 + H_2O = 3H_2SeO_3 + 4NO$). იგი მდგრადია 70° ტემპერატურაზე დაბლა. სელენოვანმჟავას მარილებს სელენიტები ეწოდება (Na_2SeO_3 , K_2SeO_3). მათი მიღება შეიძლება სელენოვანმჟავას განეიტრალებით ($H_2SeO_3 + 2NaOH = Na_2SeO_3 + 2H_2O$, $H_2SeO_3 + Ca(OH)_2 = CaSeO_3 + 2H_2O$). სელენიტები თავის ხსნადობით ახლოს არის სულფიტებთან.

სელენოვანმჟავას იყენებენ სელენის მჟავას (H_2SeO_4) მისაღებად ($H_2SeO_3 + Cl_2 + H_2O = H_2SeO_4 + 2HCl$).

სელენმჟავა (H_2SeO_4) – შეიძლება მიღებული იქნეს სელენის ტრიოქსიდის ენერგიული ურთიერთქმედებით წყალთან ($SeO_3 + H_2O = H_2SeO_4$). იგი ორფუძიანი, ძლიერი მჟავაა. მის მარილებს სელენატები ეწოდება. მათი მიღება შეიძლება სელენმჟავას ურთიერთქმედებით ტუტე და ტუტეშიწა ოქსიდებთან ($H_2SeO_4 + Na_2O = Na_2SeO_4 + H_2O$) და ჰიდროქსიდებთან ($H_2SeO_4 + Ca(OH)_2 = CaSeO_4 + 2H_2O$).

სელენმჟავა ძლიერ დისოცირებულია იონებად. თავისი სიძლიერით სელენმჟავა გოგირდმჟავას მსგავსია. კონცენტრირებული სელენმჟავა, გოგირდმჟავას მსგავსად, ორგანული ნაერთების დანახშირებას იწვევს. სელენმჟავა ადვილად აღდგება, რადგან იგი ძლიერი მჟანგავია – მარილმჟავას ქლორს ჟანგავს და თავად სელენოვანმჟავამდე აღდგება ($H_2SeO_4 + 2HCl = H_2SeO_3 + Cl_2 + H_2O$). ამიტომაც, სამეფო წყლის მსგავსად, სელენმჟავასა და მარილმჟავას ნარევი ოქრო იხსნება, პლატინა კი არა. გახურებისას (270°) სელენმჟავა ჟანგბადს გამოყოფს და მიიღება სელენოვანმჟავა ($2H_2SeO_4 = 2H_2SeO_3 + O_2$).

სელენი და მისი ნაერთები გამოიყენება დენის გამმართველებსა და ფოტოელემენტებში. მათ იყენებენ, აგრეთვე კაუჩუკის ვულკანიზაციისათვის და

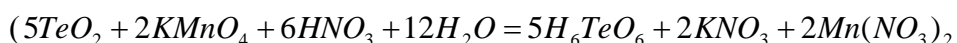
სილიკატურ წარმოებაში მინის გასაუფერულებლად. სელენის წარმოებულების დიდი მომხმარებელია ელექტროტექნიკური საწარმოები.

ტელუროვანმჟავა (H_2TeO_3) – მიიღება ტელურის მჟავური ანჰიდრიდის (TeO_2) წყალში გახსნით ($TeO_2 + H_2O = H_2TeO_3$). ტელუროვანმჟავა მხოლოდ სიმეტრიულ ფორმით $\left(\begin{array}{l} H-O \\ H-O \end{array} \right) Te=O$ არსებობს (გოგირდმჟავას საპირისპიროდ).

ტელუროვანმჟავა ნახშირმჟავაზე (H_2CO_3) უფრო, სუსტი, ორფუძიანი მჟავაა. იგი ხსნარიდან თავისუფალი სახით მიღებისას ნაწილობრივ კარგავს წყალს, რის შედეგადაც მისი შედგენილობა შეიძლება გამოისახოს $xTeO_2 \cdot yH_2O$ ფორმულით. სუსტი გათბობის დროსაც კი ეს ჰიდრატი მთლიანად კარგავს წყალს. ტელუროვანმჟავას მარილების (ტელურიტების) მისაღებად საჭიროა TeO_2 -ის გახსნა შესაბამის ტუტეში ($TeO_2 + 2NaOH = Na_2TeO_3 + H_2O$; $TeO_2 + Ca(OH)_2 = CaTeO_3 + H_2O$). ტელურიტების ხსნადობა წყალში შედარებით შეზღუდულია (სელენიტებთან შედარებით) – კარგად იხსნება მხოლოდ ნატრიუმისა (Na_2TeO_3) და კალიუმის (K_2TeO_3) ტელურიტები.

ტელუროვანმჟავას პოლიმერიზაციისადმი მიდრეკილება აქვს და ამიტომ ტელურიტებზე მჟავების მოქმედებით გამოიყოფა ცვლადი შედგენილობის $TeO_2 \cdot nH_2O$ ნალექი. ტელუროვანმჟავას ახასიათებს მუანგავ-აღმდგენის თვისებები, მაგრამ ანალოგიური მჟავებისაგან (H_2SO_3 , H_2SeO_3) განსხვავებით, ტელუროვანმჟავასთვის უფრო დამახასიათებელია უანგვის უნარი ($H_2TeO_3 + 4HI = Te + 2I_2 + 3H_2O$) და პირიქით, TeO_2 -ის უანგვა TeO_3 -ად იმდენად ძნელად მიმდინარეობს, რომ საჭიროა ძლიერი მუანგავის გამოყენება ($3TeO_2 + HClO_3 = 3TeO_3 + HCl$).

ტელურმჟავა (H_2TeO_4 ანუ ორთოტელურმჟავა H_6TeO_6) – მიიღება ტელუროვანმჟავას უანგვით ($H_2TeO_3 + Cl_2 + 3H_2O = H_6TeO_6 + 2HCl$), მისი უანგვა ელექტროლიზითაც შეიძლება



ან ($5Te + 6HClO_3 + 12H_2O = 5H_6TeO_6 + 3Cl_2$). მისი წყალხსნარის აორთქლებისას მიიღება ორთოტელურმჟავა (H_6TeO_6), რომელიც ექვსფუძიან მჟავას წარმოადგენს. მისი წყალში ხსნადობა დიდია. ტელურმჟავა ძალიან სუსტი

მუჯავა. მისი დისოციაციის მუდმივა ($K_1 = 2 \cdot 10^{-8}$ და $K_2 = 5 \cdot 10^{-11}$) ძალიან მცირეა. ტელურმუჯავა იმდენად სუსტია, რომ ხშირად ვერ ხერხდება მისი ყველა წყალბადის მეტალით ჩანაცვლება (მაგალითად, $Na_2H_4TeO_6$ და $K_2H_4TeO_6$).

H_6TeO_6 გახურებით ($H_6TeO_6 \xrightarrow{t} H_2TeO_4 + 2H_2O$) გარდაიქმნება H_2TeO_4 -ად, მაგრამ ეს ფორმა მისთვის არაა დამახასიათებელი. ორთოტელურმუჯავა თეთრი, კრისტალური ნივთიერებაა, კარგად იხსნება წყალში. ცნობილია მისი მარილები – ორთოტელურატები (Ag_6TeO_6 და Hg_3TeO_6).

ტელური და მისი ნაერთები გამოიყენება ტექნიკის სხვადასხვა დარგში, კერძოდ, ნახევარგამტარების წარმოებაში, ზრდის ნაერთების მექანიკურ მდგრადობას, იყენებენ აგრეთვე ქიმიურ სინთეზში ტელურორგანული ნივთიერებების მისაღებად.

აზოტოვანმუჯავა (HNO_2) – მიიღება აზოტ(III)-ის ოქსიდზე წყლის მოქმედებით ($N_2O_3 + H_2O \rightleftharpoons 2HNO_2$), აგრეთვე რომელიმე მისი მარილისა და განზავებული გოგირდმუჯავას ურთიერთქმედებით ($2KNO_2 + H_2SO_4 = 2HNO_2 + K_2SO_4$). აზოტოვანი მუჯავა არსებობს მხოლოდ ძლიერ განზავებული წყალხსნარების სახით (თავისუფალი სახით არ არის მიღებული). იგი სუსტი ერთფუძიანი, არამდგრადი მუჯავაა და იშლება ($2HNO_2 = NO_2 + NO + H_2O$). აზოტოვანმუჯავა შეიძლება იყოს როგორც მუხანგავი ($2HNO_2 + 2KI + H_2SO_4 = 2NO + I_2 + K_2SO_4 + 2H_2O$), ისე აღმდგენი ($5HNO_2 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 = 5HNO_3 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O$). აზოტოვანმუჯავას მარილებს ($NaNO_2$, KNO_2 , $Ca(NO_2)_2$ და სხვ.) ნიტრიტები ეწოდება. ისინი საკმაოდ მდგრადია. აზოტოვანმუჯავა უფრო ძლიერი მუხანგავია, ვიდრე აზოტმუჯავა.

აზოტმუჯავა (HNO_3) – ამჟამად აზოტის ფიქსაციის (ე.ი. აზოტის ქიმიური ნაერთის მიღება) და, კერძოდ, აზოტმუჯავას მიღების ეკონომიკურად ყველაზე გამართლებული მეთოდია ამიაკის სინთეზი (N_2 და H_2 -დან) და სინთეზური ამიაკის კატალიზური ჟანგვა აზოტის ჟანგამდე $4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O$, $4NH_3 + 7O_2 = 4NO_2 + 6H_2O$ (NO ჰაერის ჟანგბადით NO_2 -მდე იჟანგება და წყალში გახსნით NO_2 გარდაიქმნება HNO_3 -ად). ეს არის აზოტმუჯავას მიღების ძირითადი მეთოდი. აზოტმუჯავა (წყლისა და აზოტის ოქსიდებისგან თავისუფალი) უფრო სითხეა; სინათლის მოქმედებით თანდათანობით დაშლის გამო ($4HNO_3 \rightleftharpoons 4NO_2 + O_2 + 2H_2O$) 98-99%-იანი აზოტმუჯავა ყოველთვის შეფერილია ყვითლად აზოტის დიოქსიდის NO_2 -ის შემცველობის გამო (სუფთა აზოტმუჯავას

მიღება ვერ ხერხდება). გამოთქმა „კონცენტრირებული აზოტმჟავა“, ჩვეულებრივ, გულისხმობს 69,2%-იან აზოტმჟავას, რომელიც აზოტოპროპული ნარევის სახით გამოიხდება.

აზოტმჟავა ერთფუძიანი ძლიერი მჟავა და ძლიერი ელექტროლიტია, მისი წყალხსნარი სრულად დისოცირდება იონებად ($HNO_3 \Leftrightarrow H^+ + NO_3^-$), ახასიათებს მკვეთრად გამოსატული ჟანგვის უნარი. კონცენტრირებული აზოტმჟავათი ადვილად იჟანგება მრავალი არამეტალი შესაბამისი მჟავას ($2HNO_3 + S = 2NO + H_2SO_4$, $5HNO_3 + 3P = 5NO + H_2O + 3HPO_3$) წარმოქმნით.

აზოტმჟავა მოქმედებს თითქმის ყველა მეტალზე (ოქროს, პლატინის, ტანტალის, როდიუმისა და ირიდიუმის გამოკლებით) და გარდაქმნის მათ ნიტრატებად და ოქსიდებად ($8HNO_3 + 3Cu = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$; განზ.

$4HNO_3 + Cu = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$) – ასე წარიმართება რეაქციები დადებითი კონც.

პოტენციალის მქონე მეტალებთან. უარყოფითი პოტენციალის მქონე მეტალებზე აზოტმჟავას მოქმედებისას აზოტი აღდგება სხვადასხვა ჟანგვით რიცხვამდე, რაც დამოკიდებულია მეტალის აქტიურობასა და აზოტმჟავას განზავების ხარისხზე ($10HNO_3 + 4Zn = 4Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$, განზ.

$10HNO_3 + 4Zn = 4Zn(NO_3)_2 + N_2O + 5H_2O$, $4HNO_3 + Fe = Fe(NO_3)_3 + NO + 2H_2O$), ხოლო განზ. განზ.

კონცენტრირებულ აზოტმჟავაში რკინა არ იხსნება, რადგან იგი პასიური ხდება.

მეტალებზე აზოტმჟავას ურთიერთქმედების დროს წყალბადი, როგორც წესი, არ გამოიყოფა (გამონაკლისია მხოლოდ ერთადერთი შემთხვევა – მაგნიუმით აზოტმჟავადან წყალბადის გამოძევება, ისიც მხოლოდ დასაწყისში), რადგან აზოტმჟავაში აზოტის (N^{5+}) იონი +5 ჟანგვის რიცხვით უფრო ძლიერი მჟანგავია, ვიდრე წყალბად-იონი (H^+ ანუ ჰიდროქსონიუმის (H_3O^+) იონი).

ნარევის, რომელიც შედგება 1 მოცულობა აზოტმჟავას და 3 მოცულობა კონცენტრირებული მარილმჟავასაგან სამეფო წყალი ეწოდება (ცნობილია თეზაფის სახელწოდებითაც), რადგან მასში იხსნება თვით „მეტალთა მეფეც“ – ოქრო (ასევე იხსნება პლატინაც) $Au + HNO_3 + 3HCl = AuCl_3 + NO + 2H_2O$ (ამ უკანასკნელის ძლიერი ჟანგვითი უნარი განპირობებულია იმით, რომ აზოტმჟავა ჟანგავს HCl -ს ატომური ქლორის გამოყოფით, რომელიც მეტად აქტიურია მეტალებთან რეაქციაში). HCl -ის სიჭარბის შემთხვევაში მიიღება კომპლექსური მჟავა ($Au + HNO_3 + 4HCl = H[AuCl_4] + NO + 2H_2O$).

აზოტმჟავას მარილებს ($NaNO_3$, KNO_3 , $Ca(NO_3)_2$) ნიტრატები ეწოდება.

აზოტმჟავა ქიმიური მრეწველობის მნიშვნელოვანი პროდუქტია. დიდი რაოდენობით გამოიყენება აზოტოვანი სასუქების, ფეთქებადი ნივთიერებების, სამკურნალო პრეპარატების, საღებრების, ხელოვნური ბოჭკოს, პლასტმასებისა და სხვ. დასამზადებლად. იყენებენ აგრეთვე მედიცინაში მეჭეჭების მოსაწვავად, ცილების რაოდენობითი განსაზღვრისათვის კლინიკურ ლაბორატორიებში. თეზაფი იხმარება ანტიმიკრობულ საშუალებად.

ქვეფოსფოროვანი მჟავა (H_3PO_2) მიიღება ფოსფოროვანმჟავას და ფოსფორმჟავას ნარევეში წყალბადის გატარებით ($H_3PO_3 + H_3PO_4 + 3H_2 = 2H_3PO_2 + 3H_2O$) ან წარმოიქმნება მარილის სახით – ფოსფორზე ტუტის მოქმედებით ($8P + 3Ba(OH)_2 + 6H_2O = 3Ba(H_2PO_2)_2 + 2PH_3$). იგი ერთფუძიანი მჟავაა, ამიტომაც მარილების ერთ მწკრივს წარმოქმნის (NaH_2PO_2 და სხვ.). ბარიუმის მარილის დაკრისტალების შემდეგ მასზე მოქმედებენ გოგირდმჟავათი. გამოლექილი $BaSO_4$ -ის მოცილების შემდეგ ხსნარს აორთქლებენ შესქელებამდე. გაცივებისას ხსნარიდან გამოიყოფა ქვეფოსფოროვანმჟავა უფრო კრისტალების სახით – გამოყოფის მომენტში წყალბადი ადვილად აღადგენს მჟავას ფოსფინამდე (PH_3). თვით მჟავაც ძლიერი აღმდგენია, შესაბამისი მარილებიდან ლექავს ვერცხლსა და ოქროს და სხვა მეტალებს, ხოლო თავად ფოსფორმჟავამდე (H_3PO_4) იყანგება ($3H_3PO_2 + 4BiCl_3 + 6H_2O = 3H_3PO_4 + 4Bi + 12HCl$). ასეთი რეაქციების მეშვეობით შეიძლება მეტალით დაიფაროს არაგამტარი საგნები – მინა, კერამიკა, პლასტმასა. ამ გზით შეიძლება არაგამტარის ზედაპირზე შეიქმნას მეტალის მკვრივი საფარი, ბუნებრივია, რომ ამ მეთოდმა დიდი პრაქტიკული გამოყენება პოვა სხვადასხვა მიზნისათვის.

ქვეფოსფოროვანმჟავა მუანგავის თვისებებსაც ავლენს ($H_3PO_2 + 2Zn + 2H_2SO_4 = 2ZnSO_4 + 2H_2O + PH_3$). იგი წყალხსნარში ნელა იხსნება, რის შედეგადაც მიიღება ფოსფოროვანმჟავა (H_3PO_3), ფოსფორმჟავა (H_3PO_4) და წყალბადი (H_2): $2H_3PO_2 + 3H_2O = H_3PO_3 + H_3PO_4 + 3H_2$.

ფოსფოროვანმჟავა (H_3PO_3) – წარმოიქმნება ფოსფორ(III)-ის ოქსიდის (P_2O_3 ან მისი დიმერის - P_4O_6) წყალში გახსნით ($P_2O_3 + 3H_2O = 2H_3PO_3$ ან $P_4O_6 + 6H_2O = 4H_3PO_3$). იგი უფრო, წყალში კარგად ხსნადი მყარი ნივთიერებაა.

ფოსფოროვანმჟავა არის საშუალო სიძლიერის ორფუძიანი მჟავა. მასში (H_3PO_3 -ში) წყალბადის სამი ატომიდან ორი დაკავშირებულია ფოსფორის ატომთან ჟანგბადის მეშვეობით, მესამე წყალბადი კი უშუალოდ ფოსფორთან და ამიტომ მას არ აქვს მეტალის ატომით ჩანაცვლების უნარი.

ფოსფოროვანმჟავა, გარდა ფოსფორ(III)-ის ოქსიდის წყალში გახსნისა, მიიღება PCl_3 -ის ჰიდროლიზითაც ($PCl_3 + 3H_2O = H_3PO_3 + 3HCl$). მის მარილებს ფოსფიტები ($Na_2HPO_3, CaHPO_3$), ხოლო მჟავა მარილებს ($NaH_2PO_3, Ca(H_2PO_3)_2, NH_4H_2PO_3$) – ჰიდროფოსფიტები ეწოდება.

ფოსფორმჟავა ანუ ორთოფოსფორმჟავა (H_3PO_4) – მიიღება ფოსფორ(V)-ის ოქსიდის ენერგიული ურთიერთქმედებით წყალთან ($P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$). იგი უფრო, გამჭვირვალე, რომბული კრისტალებია. ადვილად განითხევა ჰაერზე. წყალს ყოველგვარი თანაფარდობით ერევა (გასაყიდი ფოსფორმჟავა სქელი სითხეა, შეიცავს 80-98% H_3PO_4). ორთოფოსფორმჟავა საშუალო სიძლიერის მჟავაა. მისი დისოციაცია საფეხურებად მიმდინარეობს ($H_3PO_4 \Leftrightarrow H^+ + H_2PO_4^{2-}$ $K_1 = 8,1 \cdot 10^{-3}$; $H_2PO_4^- \Leftrightarrow H^+ + HPO_4^{2-}$ $K_2 = 6,0 \cdot 10^{-8}$; $HPO_4^{2-} \Leftrightarrow H^+ + PO_4^{3-}$ $K_3 = 1,8 \cdot 10^{-12}$), საიდანაც ჩანს, რომ პირველ საფეხურზე დისოციაციის ხარისხი უფრო მეტია, ვიდრე მეორეზე და კიდევ უფრო მეტი – ვიდრე მესამეზე.

ლაბორატორიაში ფოსფორმჟავა მიიღება წითელ ფოსფორზე 30%-იანი ცხელი აზოტმჟავას მოქმედებით ($3P + 5HNO_3 + 2H_2O = 3H_3PO_4 + 5NO$). ტექნიკური მიზნებისთვის ფოსფორმჟავა მიიღება კალციუმის ფოსფატზე განზავებული გოგირდმჟავას მოქმედებით ($Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 2H_3PO_4 + 3CaSO_4$).

ფოსფორმჟავა იძლევა სამი ტიპის მარილს – ფოსფატებს ($Na_3PO_4, Ca_3(PO_4)_2$), ჰიდროფოსფატებს ($Na_2HPO_4, CaHPO_4$) და დიჰიდროფოსფატებს ($NaH_2PO_4, Ca(H_2PO_4)_2$).

ფოსფორმჟავა ხშირად გამოიყენება გამაგრილებელი წყლების დასამზადებლად, სამღებრო საქმეში და სხვ. ფოსფატებმა დიდი გამოყენება პოვა სასუქის, მინანქრისა და მქრქალი მინის წარმოებაში.

მეტაფოსფორმჟავა (HPO_3) და **პიროფოსფორმჟავა ($H_4P_2O_7$)**.
 მეტაფოსფორმჟავა მიიღება ფოსფორ(V)-ის ოქსიდზე მცირე რაოდენობის ცივი წყლის მოქმედებით ($P_2O_5 + H_2O = 2HPO_3$, მეტაფოსფორმჟავა); ფორმულა HPO_3 პირობითია, სინამდვილეში იგი არსებობს პოლიმერული ფორმით – $(HPO_3)_n$

(სადაც $n = 3-8$). მეტაფოსფორმჟავა მყარი, გამჭვირვალე, უფერო ნივთიერებაა, კარგად იხსნება წყალში, ძლიერ ტოქსიკურია. წყალთან დუდილის დროს ან დაყოვნებისას იერთებს წყალს და წარმოქმნის ორთოფოსფორმჟავას ($HPO_3 + H_2O = H_3PO_4$). მეტაფოსფორმჟავას მარილებს მეტაფოსფატები ეწოდება ($NaPO_3, Ca(PO_3)_2$).

პიროფოსფორმჟავას ($H_4P_2O_7$) მიღება შეიძლება ფოსფორ(V)-ის ოქსიდზე (დაახლოებით 2-ჯერ) მეტი რაოდენობის წყლის დამატებით, ვიდრე მეტაფოსფორმჟავას შემთხვევაში, მაგალითად, $P_2O_5 + 2H_2O = H_4P_2O_7$. მისი მიღება შეიძლება აგრეთვე ორთოფოსფორმჟავას გაცხელებისას (200° -მდე): $2H_3PO_4 = H_4P_2O_7 + H_2O$. იგი 4-ფუძიანი მჟავაა, მაგრამ წარმოქმნის მარილთა ორ რიგს – ორხანა ცვლებულს ($K_2H_2P_4O_7, CaH_2P_4O_7$) და ოთხხანა ცვლებულს ($K_4P_2O_7, Ca_2P_2O_7$). პიროფოსფორმჟავას მარილებს 2- და 4- ხანა ცვლებული პიროფოსფატები ეწოდება. მძიმე მეტალების ფოსფატებს დამახასიათებელი ფერი აქვთ, ამიტომ ისინი გამოიყენება ანალიზური მიზნებისთვის. პიროფოსფორმჟავა ტოქსიკურია.

დარიშხანოვანმჟავა (H_3AsO_3) და დარიშხანმჟავა (H_3AsO_4).
 დარიშხანოვანმჟავა მიიღება დარიშხან(III)-ის ოქსიდის წყალთან ურთიერთქმედებით ($As_2O_3 + 3H_2O = 2H_3AsO_3$). იგი დისოცირებს როგორც მჟავად ($H_3AsO_3 \Leftrightarrow 3H^+ + AsO_3^{3-}$), ისე ფუძედ ($H_3AsO_3 \equiv As(OH)_3 \Leftrightarrow As^{3+} + 3OH^-$), მაგრამ მასში მაინც ჭარბობს მჟავური თვისებები. H_3AsO_3 -ის ამფოტერობა მოწმობს დარიშხანის მეტალოიდური თვისებების შესუსტებას (ფოსფორთან შედარებით). დარიშხანოვანმჟავა თავისუფალ მდგომარეობაში მიღებული არ არის და ცნობილია მხოლოდ წყალხსნარის სახით, სადაც დამყარებულია წონასწორობა ($H_3AsO_3 \Leftrightarrow HAsO_2 + H_2O$), რომელიც მნიშვნელოვნად გადაადგილებულია მარჯვნივ – მეტადარიშხანოვანმჟავას ($HAsO_2$) წარმოქმნის მიმართულებით. როგორც მჟავა, დარიშხანოვანმჟავა ძალიან სუსტია, როგორც ფუძე – კიდევ უფრო სუსტი. დარიშხანოვანმჟავას მარილები – არსენიტები წარმოადგენენ ჰიპოტეზური ორთოდარიშხანოვანმჟავას (H_3AsO_3) ანუ დარიშხანოვანმჟავას ნაწარმებს ($As_2O_3 + 6KOH = 2K_3AsO_3 + 3H_2O$ - კალიუმის ორთოარსენიტი ანუ კალიუმის არსენიტი), ხოლო მეტადარიშხანოვანმჟავას ($HAsO_2$) ნაწარმები – მეტაარსენიტებს ($As_2O_3 + 2NaOH = 2NaAsO_2 + H_2O$ - ნატრიუმის მეტაარსენიტი).

დარიშხან(V)-ის ოქსიდზე (დარიშხანის ანჰიდრიდი) As_2O_5 -ზე წყლის მოქმედებით მიიღება დარიშხანმჟავა ($As_2O_5 + 3H_2O = 2H_3AsO_4$). ასევე დარიშხანმჟავა წარმოიქმნება დარიშხანის ან დარიშხანოვანანჰიდრიდის მდულარე აზოტმჟავათი დაჟანგვისას ($3As + 5HNO_3 + 2H_2O = 3H_3AsO_4 + 5NO$, $3As_2O_3 + 4HNO_3 + 7H_2O = 6H_3AsO_4 + 4NO$). იგი სამფუძიანი მჟავაა, მყარი, წყალში ადვილად ხსნადი ნივთიერება. წარმოქმნის მარილებს – არსენატებს (Na_3AsO_4 , $Ca_3(AsO_4)_2$ და სხვ.). მჟავა არეში დარიშხანმჟავა ძლიერი მჟანგავია ($2HI + H_3AsO_4 = H_3AsO_3 + H_2O + I_2$). ამ რეაქციაზე აგებული იყო მისი გამოყენება ორგანული საღებარების მისაღებად. გარდა ამისა, დარიშხანმჟავამ დიდი გამოყენება პოვა სამკურნალო პრეპარატების დამზადების საქმეში.

ცნობილია აგრეთვე მეტადარიშხანმჟავა ($HAsO_3$) და მისი მარილები – მეტაარსენატები ($NaAsO_3$, $Ca(AsO_3)_2$ და სხვ.).

სტიბიუმოვანმჟავა (H_3SbO_3 ანუ სტიბიუმორთოჰიდროქსიდი ($Sb(OH)_3$) – თითქმის უხსნარი, თეთრი ფიფქისებრი ნივთიერებაა. იგი წყალშივე კარგავს წყალს და წარმოქმნის სტიბიუმის მეტაჰიდროქსიდს ($H_3SbO_3 \equiv Sb(OH)_3 \Leftrightarrow SbO(OH)$ ან $HSbO_2 + H_2O$), რომელსაც დისოციაციის ტიპის მიხედვით შეიძლება ეწოდოს მეტასტიბიუმოვანმჟავა ($HSbO_2$). სტიბიუმ(III)-ის ოქსიდის ტუტით დამუშავებისას წარმოიქმნება მეტასტიბიუმოვანმჟავას მარილი – სტიბიტი ($Sb_2O_3 + 2KOH = 2KSbO_2 + H_2O$). სტიბიუმოვანმჟავა, როგორც ამფოტერული ელექტროლიტი, განიცდის დისოციაციას ($Sb^{3+} + 3OH^- \Leftrightarrow Sb(OH)_3 \equiv H_3SbO_3 \Leftrightarrow 3H^+ + SbO_3^{3-}$), რომლის დროსაც მჟავების მოქმედებით წონასწორობა გადაიხრება მარცხნივ, ე.ი. მიიღება მარილები Sb^{3+} კატიონით, ტუტეების მოქმედებით კი – მარჯვნივ, რაც სტიბიტების, ე.ი. SbO_3^{3-} ან SbO_2^- ანიონების წარმოქმნასთანაა დაკავშირებული.

სტიბიუმმჟავა ($H[Sb(OH)_6]$ ანუ $Sb_2O_5 \cdot nH_2O$) – ცნობილია მხოლოდ ხსნარის სახით. ერთ შემთხვევაში მისი შედგენილობა შეიძლება წარმოდგენილი იქნეს ჰექსაჰიდროქსომჟავას $H[Sb(OH)_6]$ ფორმულის სახით, ხოლო სხვა შემთხვევაში – $Sb_2O_5 \cdot nH_2O$ შედგენილობით. პირველი ფორმულის მიხედვით, ჰექსაჰიდროქსოსტიბიუმმჟავა ერთფუძიან მჟავას წარმოადგენს. წყალში ცუდად იხსნება და ადვილად გადადის კოლოიდურ მდგომარეობაში. მისი ნატრიუმის

სტიბატის შედგენილობა ზუსტად უპასუხებს $Na[Sb(OH)_6]$ ფორმულას. პრაქტიკული მნიშვნელობა აქვს კალიუმის ჰექსაჰიდროქსოსტიბიუმს $K[Sb(OH)_6]$, რომელიც Na^+ -ის აღმოსაჩენად გამოიყენება. მონოსტიბიუმჟავას მარილის გარდა, ცნობილია პოლიმჟავების მარილები [ტრი- და ტეტრასტიბატები]. მეორე ფორმულის მიხედვით, არსებობს სტიბიუმჟავას მარილები – სტიბატები (ანთიმონატები), რომლებიც მიიღება სტიბიუმ(V)-ის ოქსიდის ტუტესთან შედნობით ($Sb_2O_5 + 6NaOH = 2Na_3SbO_4 + 3H_2O$). ცნობილია, აგრეთვე მეტასტიბატები ($NaSbO_3$, $KSbO_3$) და პიროსტიბატები ($Na_4Sb_2O_7$, $K_4Sb_2O_7$). რენტგენოსტრუქტურული ანალიზით დადგენილია, რომ ზემოაღნიშნული მარილები პოლიმერებია.

ბისმუტმჟავა ($HBiO_3$) – მიიღება ბისმუტის ურთიერთქმედებით კონცენტრირებულ აზოტმჟავასთან ($Bi + 5HNO_3 = HBiO_3 + 5NO_2 + 2H_2O$). ბისმუტმჟავა თავისუფალ მდგომარეობაში არ არის გამოყოფილი. ბისმუტის ჰიდროქსიდის ($Bi(OH)_3$) ჟანგვით (ქლორით, პერმანგანატით და სხვ.) მიიღება ბისმუტმჟავას ($HBiO_3$ -ის) მარილები – ბისმუტატები: $NaBiO_3$ – ყვითელი ფერის ნატრიუმის მეტამარილი, $KBiO_3$ – მოწითალო იისფერი, ორთობისმუტმჟავას ყავისფერი მარილი – Na_3BiO_4 . ეს უკანასკნელი ადვილად მიიღება ბისმუტის ოქსიდისა და ნატრიუმის პეროქსიდის შედნობით ან მასზე ქლორის მოქმედებით:



ბისმუტატები ძლიერი მჟანგავებია:

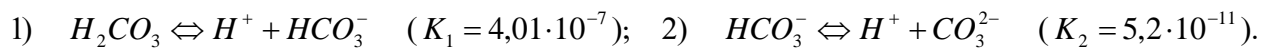


ბისმუტის ნაერთები გამოიყენება დიდი შუქტეხის კოეფიციენტის ოპტიკური მინებისა და ფერადი ჭიქურების წარმოებაში. მათ ასევე იყენებენ სამედიცინო პრეპარატების დასამზადებლად.

ნახშირმჟავა (H_2CO_3) – მიიღება ნახშირბად(IV)-ის ოქსიდის (დიოქსიდის, CO_2) წყალში გახსნით ($CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3$); იგი სუფთა სახით არ მიიღება და არსებობს მხოლოდ წყალხსნარის სახით. ჩვეულებრივ პირობებში წონასწორობა ძლიერ არის გადახრილი მარცხნივ (გახსნილი CO_2 -ის მხოლოდ 1% წარმოქმნის მჟავას). ოქსიდის ძირითადი ნაწილი პოლიჰიდრატის ($CO_2 \cdot nH_2O$) სახითაა. ნახშირმჟავა საშუალო სიძლიერის მჟავა უნდა იყოს, მაგრამ, რადგან მისი

(H_2CO_3 -ის) შემცველობა ძალიან მცირეა, ამიტომ იგი სუსტი მჟავაა (მიუხედავად ამისა, ლაკმუს შეფერავს წითლად).

ნახშირმჟავა ორფუძიანი მჟავაა და დისოცირდება საფეხურებად:



დისოციაცია პირველ საფეხურზეც კი უმნიშვნელოა, ხოლო მეორე საფეხური მხოლოდ ძლიერი განზავებისას ხორციელდება. ხსნარის გათბობისას გამოიყოფა CO_2 (მისი ხსნადობის შემცირების გამო) და წონასწორობა ისე დაირღვევა, რომ ზემოთ აღწერილი პროცესები შებრუნდება. ამიტომაც გათბობისას ნახშირმჟავა დაიშლება CO_2 -ად და H_2O -ოდ. შეჯამებული პროცესი გამოისახება განტოლებით: $CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^- \rightleftharpoons 2H^+ + CO_3^{2-}$ (გათბობისას პროცესი მარჯვნიდან მარცხნივ წარიმართება). ნახშირმჟავა წარმოქმნის ორი რიგის მარილებს – საშუალო მარილებს – კარბონატებს ($H_2CO_3 + 2NaOH = Na_2CO_3 + 2H_2O$, $H_2CO_3 + Ca(OH)_2 = CaCO_3 + 2H_2O$) და მჟავა მარილებს – ჰიდროკარბონატებს ($H_2CO_3 + KOH = KHCO_3 + H_2O$, $H_2CO_3 + NH_4OH = NH_4HCO_3 + H_2O$ და სხვ.).

აღსანიშნავია, რომ ნახშირმჟავას (H_2CO_3) ფორმის გარდა, რომელსაც მეტანახშირმჟავა ეწოდება, ცნობილია ორთონახშირმჟავა (H_4CO_4) ორგანული ნაწარმების სახით. ეს მჟავა არც თავისუფალი მჟავას და არც მარილების სახით არ არის ცნობილი.

ნახშირმჟავას ნაწარმებიდან ყველაზე გავრცელებული და გამოყენებადია კალციუმის კარბონატი ($CaCO_3$), რომელიც ცარცის, კირქვისა და მარმარილოს ძირითადი შემადგენელი ნაწილია. დიდი სამეურნეო მნიშვნელობა აქვს ნატრიუმის კარბონატს, რომელიც ცნობილია სოდის (Na_2CO_3) სახელწოდებით და იყენებენ საპნის, მინის წარმოებაში, ყოფაცხოვრებაში – სარეცხ საშუალებად, წყლის სიხისტის ასაცილებლად. ნატრიუმის ჰიდროკარბონატი ($NaHCO_3$), რომლის ტექნიკური სახელწოდებაცაა სასმელი სოდა – გამოიყენება მედიცინაში შინაგან საშუალებად კუჭის წვის დროს, რაც კუჭის წვეთში მჟავას სიჭარბითაა გამოწვეული. სასმელ სოდას, როგორც CO_2 -ის წყაროს, იყენებენ საკონდიტრო საქმეში, პურის ცხობისას და ცეცხლსაქრობებში. კალიუმის კარბონატი (K_2CO_3) გამოიყენება ქიმიური მინის, თხევადი საპნის წარმოებაში, ფოტოგრაფიასა და სოფლის მეურნეობაში (სასუქად).

სილიციუმჟავა (H_2SiO_3 , მეტასილიციუმჟავა) – მიიღება არაპირდაპირი გზით – მისი მარილის ხსნარზე ჟავას მოქმედებით ($Na_2SiO_3 + 2HCl = H_2SiO_3 \downarrow + 2NaCl$). ჟავას და მარილის კონცენტრაციაზე დამოკიდებულებით სილიციუმჟავა გამოიყოფა ლაბისებრი მასის ან კოლოიდური ხსნარის სახით. იგი უპასუხებს არა მარტო (H_2SiO_3) ფორმულას, არამედ – საერთო ფორმულას $xSiO_2 \cdot yH_2O$, სადაც x და y -ის მნიშვნელობები დამოკიდებულია სილიციუმჟავას გამოლექვის პირობებზე, როცა $x=1$ იქნება სილიციუმჟავა, თუ $x>1$ – პოლისილიციუმჟავები. მთლიანობაში, SiO_3^{2-} ანიონების შემცველ ნაერთებს მეტასილიკატები ეწოდება, ხოლო SiO_4^{4-} ანიონების შემცველს – ორთოსილიკატები.

სილიციუმჟავა ძლიერ სუსტი და არამდგრადი ჟავაა; მისი დისოციაციის მუდმივა მცირეა, მეტად მცირეა მისი ხსნადობაც წყალში. ამიტომაც სილიკატების ხსნარებიდან წყალბად-იონთა უმნიშვნელო კონცენტრაცია უკვე საკმარისი ხდება მის გამოსალექავად. ამით აიხსნება, რომ ძლიერ სუსტი ჟავებიც კი განაპირობებს სილიციუმჟავას გამოძევებას სილიკატებიდან.

ორთოსილიციუმჟავა (H_4SiO_4) წარმოიქმნება $SiCl_4$ ჰიდროლიზის შედეგად ($SiCl_4 + 4H_2O = H_4SiO_4 + 4HCl$). ორთოსილიციუმჟავა კარგავს ერთ მოლეკულა წყალს და მიიღება მეტასილიციუმჟავა ($H_4SiO_4 = H_2SiO_3 + H_2O$), ხოლო შემდგომის გახურებით თანდათანობით იშლება სილიციუმის დიოქსიდად (SiO_2) და (H_2O) წყლად ($H_2SiO_3 = SiO_2 + H_2O$).

სილიციუმჟავასგან წყლის წართმევით მიიღება ნახევრად გამჭვირვალე, ამორფული მასა, რომელიც დიდი ფორიანობით ხასიათდება. მას სილიკატული ეწოდება. იგი კარგი ადსორბენტია და ტენის მშთამნთქმელად გამოიყენება. სილიციუმჟავას ნატრიუმისა და კალიუმის სილიკატებს ხსნადი მინები ეწოდება, ხოლო მათ კონცენტრირებულ ხსნარებს – თხევადი მინა. იგი შედის ცეცხლგამძლე საგოზავის შედგენილობაში, რომელიც გამოიყენება მინის, ფაიფურის და ქვის ნაკეთობების შესაწებებლად. ხსნადი მინით გაჟღენთილი ქსოვილები და ხის მასალები ცეცხლმდეგია. სილიკატები და ალუმინსილიკატები (სილიციუმჟავას მარილები) ძირითადი ნედლეულია მინის, ფაიფურის, ქაშანურის, ცემენტის, ბეტონის, აგურისა და სხვა ნაკეთობების წარმოებაში.

ბორმჟავა (H_3BO_3) – მიიღება ბორ(III)-ის ოქსიდის (ანჰიდრიდის) წყალში გახსნით ($B_2O_3 + 3H_2O = 2H_3BO_3$). ბორმჟავას მიღება შეიძლება აგრეთვე ბორზე კონცენტრირებული გოგირდმჟავას ან აზოტმჟავას მოქმედებით ($2B + 3H_2SO_4 = 2H_3BO_3 + 3SO_2$; $B + 3HNO_3 = H_3BO_3 + 3NO_2$). იგი თეთრი, ქერცლისებრი, გამჭვირვალე ექვსკუთხა კრისტალებია. ბორმჟავა არის სუსტი, ერთფუძიანი მჟავა. ყველა მისი ხსნადი მარილი ძლიერ ჰიდროლიზდება ფუძე არეს წარმოქმნით. გახურებით ბორმჟავა კარგავს წყალს და გარდაიქმნება მეტაბორმჟავად (HBO_2) ($H_3BO_3 = HBO_2 + H_2O$), ხოლო შემდგომი გახურებით ტეტრაბორმჟავად ($4HBO_2 = H_2B_4O_7 + H_2O$).

მეტაბორმჟავას (HBO_2) მარილებს ($NaBO_2$, KBO_2 და სხვ.) მეტაბორატები ეწოდება, ხოლო ტეტრაბორმჟავას ($H_2B_4O_7$) მარილებს ($Na_2B_4O_7$, $Ca_2B_4O_7$ და სხვ.) ტეტრაბორატები. ორთობორმჟავას (H_3BO_3) ტიპის მარილები – ორთობორატები არ არის მიღებული, რადგან იგი იმდენად სუსტი მჟავაა, რომ მისი მარილები სრულ ჰიდროლიზს განიცდიან. მეტა- და ტეტრაბორატების ჰიდროლიზის ხარისხი კი უფრო მცირეა.

ბორმჟავას განეიტრალეების შედეგად წარმოიქმნება მეტაბორატები ($H_3BO_3 + NaOH = NaBO_2 + 2H_2O$ და სხვ.) და ტეტრაბორატები ($4H_3BO_3 + 2NaOH = Na_2B_4O_7 + 7H_2O$). ბორმჟავა კარგად იხსნება ცხელ წყალში, ამიტომ ცხელი ხსნარის გაცივებით მისი გამოკრისტალება ადვილია. ბორმჟავა კარგად იხსნება აგრეთვე სპირტებსა და გლიცერინში.

ბორმჟავას შეიცავს ზოგიერთი მინერალური წყალი, ხილი, მცენარეთა ფოთლები და სხვ. ბორმჟავა დიდი რაოდენობით ხმარდება ბორაქსის მომზადებას. მას იყენებენ აგრეთვე სხვადასხვა სახის მინანქრის მისაღებად. რადგან ბორმჟავა კარგი სადეზინფექციო საშუალებაა, ამიტომ იგი დიდი ხანია გამოიყენება მედიცინაში. იგი ასევე იხმარება როგორც მაკონსერვებელი პრეპარატი. ასევე გამოიყენება ტყავის თრიმლისა და მინერალური საღებავების დასამზადებლად. ბორის მჟავას ძირითადი მომხმარებელია ჭიქურის, ოპტიკური და ფერადი მინის ნაკეთობათა წარმოებები.

მანგანუმჟავა ($HMnO_4$) – მიიღება მანგანუმ(II)-ის სულფატის ქანგვის დროს ტყვიის დიოქსიდისა და აზოტმჟავას ერთდროული მოქმედებით (კრუმის რეაქცია, $2MnSO_4 + 5PbO_2 + 6HNO_3 = 2HMnO_4 + 2PbSO_4 + 3Pb(NO_3)_2 + 2H_2O$). ეს რეაქცია გამოიყენება მანგანუმის აღმოსაჩენად და არა მანგანუმმჟავას ($HMnO_4$ -

ის) მისაღებად. პრაქტიკულად მანგანუმშეკავა მიიღება შემდეგი რეაქციების მეშვეობით ($Ba(MnO_4)_2 + H_2SO_4 = 2HMnO_4 + BaSO_4 \downarrow$; $Mn_2O_7 + H_2O = 2HMnO_4$). მანგანუმშეკავას კონცენტრაციის გაზრდა წყალში შეიძლება 20%-მდე უფრო კონცენტრირებულ ხსნარებში მანგანუმშეკავა იშლება ($4HMnO_4 = 4MnO_2 + 3O_2 + 2H_2O$) მანგანუმის დიოქსიდად (MnO_2), ჟანგბადად (O_2) და წყლად (H_2O). მანგანუმშეკავა ერთფუძიანი, ძლიერი მჟავაა, თავისი სიძლიერით იგი HCl -ისა და HNO_3 -ის შესადარია.

მანგანუმშეკავა, როგორც ძლიერი მჟანგავი ფართოდ გამოიყენება ტექნიკასა და ლაბორატორიულ პრაქტიკაში, იხმარება როგორც გამაუფერულებელი მინის წარმოებაში, იყენებენ კატალიზატორად და დეპოლარიზატორად გალვანურ ელემენტებში. ასევე იხმარება სამედიცინო პრაქტიკაში.

ქრომშეკავა (H_2CrO_4) და ორქრომშეკავა ($H_2Cr_2O_7$) – ორივე მჟავა მიიღება მჟავური ოქსიდის – ქრომ(VI)-ის ოქსიდის წყალში გახსნით ($CrO_3 + H_2O = H_2CrO_4$, $2CrO_3 + H_2O = H_2Cr_2O_7$) და მხოლოდ წყალხსნარის სახით არსებობენ (თავისუფალ მდგომარეობაში გამოყოფის მცდელობის პროცესში იშლებიან ქრომის ანჰიდრიდად (CrO_3) და (H_2O -დ). ქრომშეკავას მარილებს (Na_2CrO_4 , $CaCrO_4$ და სხვ.) ქრომატები, ხოლო ორქრომშეკავას მარილებს ($K_2Cr_2O_7$, $MgCr_2O_7$ და სხვ.) დიქრომატები ეწოდება. ქრომატებს და მათ წყალხსნარებს ყვითელი შეფერილობა აქვს, ხოლო დიქრომატებს და მათ წყალხსნარებს – ნარინჯისფერ-წითელი. ქრომატ-იონის (CrO_4^{2-}) აღმომჩენია ბარიუმის (Ba^{2+}) იონი ($Ba^{2+} + CrO_4^{2-} = BaCrO_4$). ქრომატები მჟავა არეში გარდაიქმნიებიან დიქრომატებად ($2Na_2CrO_4 + H_2SO_4 = Na_2Cr_2O_7 + Na_2SO_4 + H_2O$), ხოლო დიქრომატები ტუტე არეში – ქრომატებად ($Na_2Cr_2O_7 + 2NaOH = 2Na_2CrO_4 + H_2O$). მაშასადამე, ხსნარში ამ მჟავების იონთა შორის არსებობს წონასწორობა – მჟავა არეში ($2CrO_4^{2-} + 2H^+ \rightleftharpoons Cr_2O_7^{2-} + H_2O$, ყვითელი ფერის ხსნარი გახდება ნარინჯისფერი), ხოლო ტუტე არეში ($Cr_2O_7^{2-} + 2OH^- \rightleftharpoons 2CrO_4^{2-} + H_2O$, ნარინჯისფერი ხსნარი – ყვითელი).

2.4. ფუძე

2.4.1. ფუძეთა კლასიფიკაცია

ფუძეთა კლასიფიკაცია შეიძლება შემდეგი თვისებების მიხედვით:

1. **ფუძის მჟავურობა** - OH^- ჯგუფების რიცხვი, რომლებსაც მჟავას ნაშთზე მიმოცვლის უნარი აქვს. მაგალითად, $NaOH$ - ერთმჟავური ფუძე, $Ca(OH)_2$ - ორმჟავური ფუძე, $Fe(OH)_3$ - სამმჟავური ფუძე და ა.შ. ამ ნიშნის მიხედვით ფუძეები შეიძლება იყოს ერთ-, ორ-, სამ- და ა.შ. მჟავური.

მრავალმჟავური ფუძე დისოცირდება საფეხურებად და შეიძლება წარმოიქმნას მარილთა რამდენიმე მწკრივი, მაგალითად, $(CaOH)_2CO_3$ - კალციუმის ჰიდროქსოკარბონატი; $CaCO_3$ - კალციუმის კარბონატი.

2. **ხსნადობა** - ტუტე მეტალთა ჰიდროქსიდები, მეორე ჯგუფის მთავარი ჯგუფის მეტალები, დაწყებული კალციუმიდან და დამთავრებული რადიუმით, აგრეთვე თალიუმ(I)-ის $[TlOH]$ და ამონიუმის ჰიდროქსიდები $[NH_4OH]$ ხსნადია წყალში. სხვა მეტალების ჰიდროქსიდები პრაქტიკულად წყალში უხსნარია.

3. **ფუძის სიძლიერე**, ისევე როგორც სხვა ელექტროლიტებისა, განისაზღვრება დისოციაციის ხარისხით (ან დისოციაციის მუდმივით). ძლიერი ფუძეებია ტუტე და ტუტემიწათა მეტალების ჰიდროქსიდები, ძლიერ, წყალში ხსნად ფუძეს ტუტე ეწოდება.

4. **ფუძის თერმული მდგრადობა**. გახურებისას მრავალი ფუძე იშლება მეტალის ოქსიდად და წყლად. მდგრადია ტუტე მეტალთა ჰიდროქსიდები, ნატრიუმიდან დაწყებული, ყველა მათგანი დნება დაშლის გარეშე. ლითიუმის, სტრონციუმის, ბარიუმისა და რადიუმის ჰიდროქსიდები იშლება დნობის ტემპერატურაზე რამდენადმე უფრო მაღალ ტემპერატურაზე. დანარჩენი მეტალების ჰიდროქსიდები იშლება დნობამდე.

5. **მჟავასა და ტუტესთან ურთიერთქმედების მიხედვით** მეტალთა ჰიდროქსიდები შეიძლება დაიყოს ფუძე და ამფოტერულ ჰიდროქსიდებად. ფუძე ჰიდროქსიდებს მიეკუთვნება ჰიდროქსიდი, რომელიც იხსნება მხოლოდ მჟავაში და არ რეაგირებს ტუტესთან, ხოლო ამფოტერულს - ჰიდროქსიდი, რომელიც იხსნება როგორც მჟავაში, ისე ტუტეში.

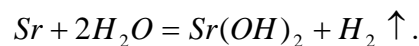
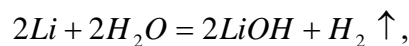
ფუძეებია ტუტე და ტუტემიწათა მეტალების ჰიდროქსიდები, აგრეთვე მაგნიუმის ჰიდროქსიდი და დაბალი ჟანგვის ხარისხის მქონე გარდამავალი მეტალების ჰიდროქსიდები, მაგალითად, $Cr(OH)_2$, $Mn(OH)_2$ და სხვ.

ამფოტერულია ჰიდროქსიდები $Be(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Sn(OH)_2$, აგრეთვე შუალედური ჟანგის ხარისხის მქონე გარდამავალი მეტალების ჰიდროქსიდები, მაგალითად, $Cr(OH)_3$, $Fe(OH)_3$ და სხვ.

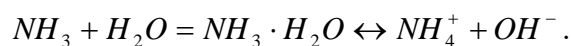
2.4.2. ფუძის მიღების ხერხები

ფუძის მიღების რამდენიმე ხერხი არსებობს:

1. ტუტე- და ტუტემიწა მეტალების წყალთან ურთიერთქმედება

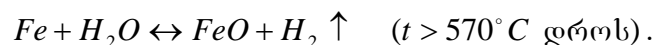


ამავე მეთოდით შეიძლება ამონიუმის ჰიდროქსიდის მიღება

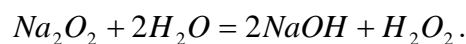
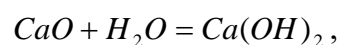


წინა მაგალითებისაგან განსხვავებით ეს რეაქცია მიმდინარეობს ჟანგის ხარისხის ცვლილების გარეშე.

წყალთან რეაგირება ყველა იმ მეტალსაც შეუძლია, რომელიც ელექტრონულ პოტენციალთა მწკრივში წყალბადამდე დგას, მაგრამ ეს რეაქციები წარმართება მაღალ ტემპერატურაზე და შექცევადია. ამ დროს წარმოიქმნება მეტალთა არა ჰიდროქსიდები, არამედ ოქსიდები, რადგან ჰიდროქსიდები ამ ტემპერატურაზე თერმულად არამდგრადია. მაგალითად,

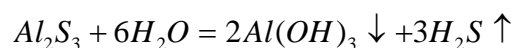


2. ტუტე- და ტუტემიწა მეტალების ოქსიდების და პეროქსიდების წყალში გახსნა:

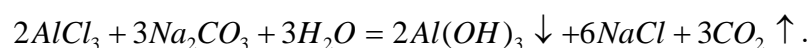


სხვა მეტალთა ოქსიდები არ ურთიერთქმედებს წყალთან.

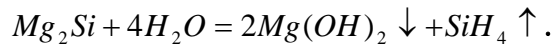
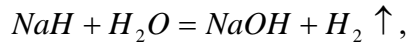
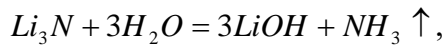
3. ბოლომდე მიმდინარე მარილთა ჰიდროლიზი:



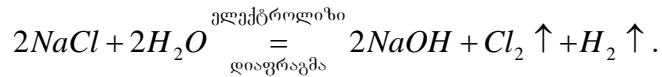
4. ურთიერთმადლიერებელი ჰიდროლიზის უნარის მქონე მარილთა წყალხსნარების შერევა:



5. მეტალ-არამეტალის (მეტალოიდის) ზოგიერთი ბინარული ნაერთის (ჰიდრიდები, ნიტრიდები, ფოსფიდები და სხვ.) წყლით დაშლა. მაგალითად:

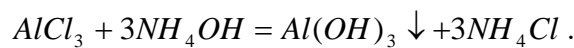
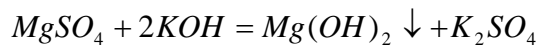


6. ტუტე- და ტუტემიწა მეტალების წყალხსნარების ელექტროლიზი:



ამ მეთოდით ჰიდროქსიდების მისაღებად აუცილებელია კათოდური და ანოდური სივრცეების გამოყოფა, სხვა შემთხვევაში ხდება ქლორის ურთიერთქმედება ტუტესთან სხვა პროდუქტების წარმოქმნით:

7. სუსტი, წყალში უხსნარი ფუძეების მიღების მნიშვნელოვანი მეთოდია მარილთა ხსნარებიდან მათი გამოლექვა ტუტეებით ან ამიაკის ხსნარით:

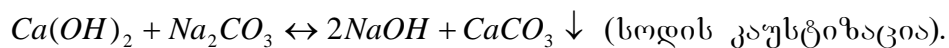


ტუტით ამფოტერული ჰიდროქსიდის დალექვის დროს სრული გამოლექვის მიღწევა შეიძლება მხოლოდ მარილისა და ტუტის მკაცრად ეკვიმოლური რაოდენობების შერევით. ამიტომ ამფოტერული ჰიდროქსიდების დასაღებად გამოიყენება ამიაკის წყალხსნარი. ამიაკით არ შეიძლება იმ მეტალის ჰიდროქსიდის დალექვა, რომელიც მასთან წარმოქმნის კომპლექსურ კატიონს.

ასეთი ხერხით ამონიუმის ჰიდროქსიდის მიღება არ შეიძლება, რადგან OH^- ანიონების კონცენტრაციის ზრდა იწვევს ამიაკის წყალში ხსნადობის შემცირებას და მის გამოყოფას ხსნარიდან აირის სახით:

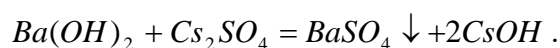


ამ ხერხის გამოყენება შეიძლება წყალში ხსნადი ფუძეების მისაღებადაც:



წონასწორობის გადახრაცვლება $NaOH$ -ის წარმოქმნის მხარეს მიიღწევა $CaCO_3$ -ის წარმოქმნის ხარჯზე, რომელიც ნაკლებ ხსნადია, ვიდრე $Ca(OH)_2$.

ტუტე მეტალის ჰიდროქსიდის წარმოქმნის მხარეს წონასწორობის მნიშვნელოვანი წანაცვლებისათვის გამოიყენება ბარიუმის ჰიდროქსიდი და შესაბამისი ტუტე მეტალის სულფატი:



2.4.3. ფუძის ფიზიკური თვისებები

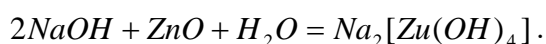
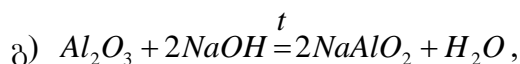
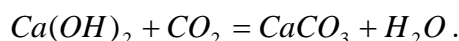
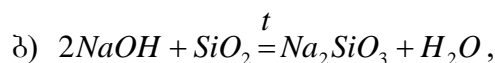
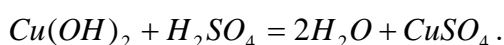
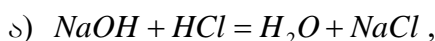
ფუძე იონური კრისტალური სტრუქტურის ნივთიერებაა. მათი უმეტესობა შეფერილია, მაგალითად, $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, $Fe(OH)_2$ - თეთრია, $Cu(OH)_2$ - ცისფერი, $Fe(OH)_3$ - მურა წითელი, $Co(OH)_2$ - ვარდისფერი, $Ni(OH)_2$ და $Cr(OH)_3$ - მწვანე, $Cr(OH)_2$ - მოყვითალო-ყავისფერი და ა.შ.

შესებისას ტუტისათვის დამახასიათებელია საპნისებრი შეგრძნება, ინდიკატორის ფერის ცვლილება – ლაკმუსის იისფერი ხსნარის გალურჯება, ფენოლფთალეინის უფერო ხსნარის ულღოფრად შეფერვა, მეთილნარინჯის ხსნარის გაყვითლება.

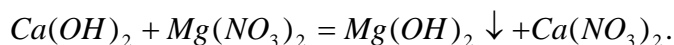
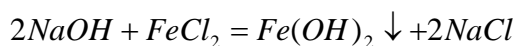
2.4.4. ფუძის ქიმიური თვისებები

ფუძე ურთიერთქმედებს:

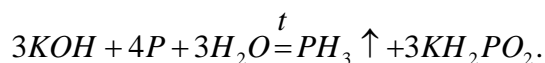
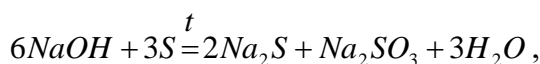
1. მჟავასთან (ა), მჟავურ (ბ) და ამფოტერულ (გ) ოქსიდებთან:



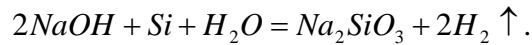
2. მარილებთან (წყალში ხსნადი ფუძეებისთვის):



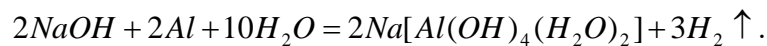
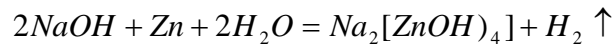
3. ზოგიერთ არამეტალთან (ასეთ შემთხვევაში, როგორც წესი, მიმდინარეობს დისპროპორციონირების რეაქციები):



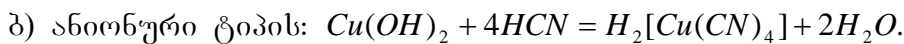
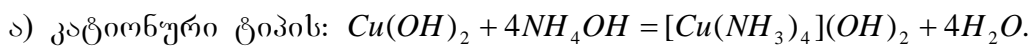
ტუტეების ხსნარებთან სილიციუმის ურთიერთქმედება უნდა წარმოადგინოს ფოსფორის რეაქციის მსგავსად ტუტეში, მაგრამ ამ დროს წარმოქმნილი სილანი (SiH_4) ურთიერთქმედებს წყალთან წყალბადისა და სილიციუმის მჟავას გამოყოფით, რომელიც იხსნება ტუტეში:



4. ზოგიერთ მეტალთან, რომელთა ჰიდროქსიდები ამფოტერულია:



5. სხვადასხვა ნივთიერებასთან და წარმოიქმნება კომპლექსური ნაერთები:



2.5. მეტი რომ ვიცოდეთ ფუძეთა შესახებ

ფუძეთა (ტუტეთა) მოლეკულები, როგორც ზემოთ აღინიშნა, შედგება მეტალთა ატომებისა (გამონაკლისია ამონიუმის ტუტე, რომელიც შეიცავს ამონიუმის NH_4^+ -იონს) და მათთან შეერთებული ჰიდროქსიდის – OH^- ერთი ან რამდენიმე ჯგუფისაგან. მეტალთა ჟანგვის რიცხვი განსაზღვრავს ჰიდროქსიდის ჯგუფთა რაოდენობას. თავის მხრივ, ჰიდროქსიდ-იონთა რაოდენობა განსაზღვრავს ფუძეთა მჟავურობას, ე.ი. ფუძის უნარს გაანეიტრალოს ერთი მოლეკულა ერთფუძიანი მჟავა. თუ ფუძის მოლეკულა შეიცავს ერთ ჰიდროქსიდ-იონს (OH^-), ფუძეს ეწოდება ერთმჟავური, მაგალითად, $NaOH$, KOH ; ორ ჰიდროქსიდ-იონის შემცველს – ორმჟავური, მაგალითად, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$ და ა.შ.

ფუძის სახელწოდება წარმოიქმნება მეტალისა და ჰიდროქსიდის სახელწოდებისაგან, მაგალითად, KOH – კალიუმის ჰიდროქსიდი, $Ca(OH)_2$ – კალციუმის ჰიდროქსიდი. თუ მეტალი წარმოქმნის რამდენიმე ფუძეს, მაშინ სახელწოდებაში მიუთითებენ მეტალის ჟანგვის რიცხვს: $Fe(OH)_2$ – რკინა(II)-ის ჰიდროქსიდი, $Fe(OH)_3$ – რკინა(III)-ის ჰიდროქსიდი. ამ სახელწოდების გარდა, ზოგიერთი ფუძისთვის გამოიყენება სხვა სახელწოდებაც: $NaOH$ – მწვავე ნატრი, KOH – მწვავე კალი, $Ca(OH)_2$ – ჩამქრალი კირი.

წყალში ხსნადობის მიხედვით ფუძეები იყოფა ორ ჯგუფად: ერთს, ფუძეთა მცირე ჯგუფს, რომლებიც იხსნება წყალში ($NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$ და სხვ.) ტუტეები ეწოდება – მათ მიეკუთვნება ტუტე და ტუტეშიწათა მეტალების ფუძეები მაგნიუმისა და ბერილიუმის გარდა, ხოლო მეორეს, ფუძეთა მრავალრიცხოვან ჯგუფს, რომლებიც არ იხსნება წყალში ($Cu(OH)_2$, $Mg(OH)_2$, $Fe(OH)_2$ და სხვ.) ეწოდება უხსნარი ფუძეები.

ტუტე – წყალში ხსნადი, თეთრი ფერის, მყარი ნივთიერებებია (გამონაკლისია NH_4OH , რომელიც ამიაკის წყალხსნარს $NH_3 \cdot H_2O$ -ს წარმოადგენს). ისინი იონური კრისტალური სტრუქტურის მქონე ნაერთებია. ხასიათდება ზოგიერთი საერთო თვისებით, რომლებიც ყველაზე მკაფიოდ ვლინდება მწვავე ნატრიუმსა და კალიუმში. ტუტეთა წყალხსნარები ერთნაირად უცვლიან ფერს ინდიკატორებს: იისფერ ლაკმუსს – ლურჯად, ხოლო უფერო ფენოლფთალეინს – ყოლოსფრად. მწვავე ტუტეები ($NaOH$, KOH) ეწოდება იმის გამო, რომ ისინი ძლიერ აზიანებენ ცოცხალი ორგანიზმების კანსა და ქსოვილებს.

ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიის თანახმად – ტუტეები ელექტროლიტებია, რომელთა დისოციაციის შედეგად ანიონების სახით მხოლოდ ჰიდროქსიდ-იონები წარმოიქმნება. ტუტეები ძლიერი ელექტროლიტებია და მათი დისოციაცია ერთ საფეხურად მიმდინარეობს: $KOH \rightarrow K^+ + OH^-$, $Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2OH^-$. გამონაკლისია ამონიუმის ტუტე, რომელიც სუსტ ელექტროლიტებს მიეკუთვნება ($NH_3 \cdot H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$).

ლითიუმის ჰიდროქსიდი ($LiOH$ – ტუტე), დანარჩენი ტუტე მეტალებისაგან განსხვავებით მიიღება, მეტალური ლითიუმის მიერ წყლის ნელი დაშლით, შესაბამისი ჰიდროქსიდისა და წყალბადის გამოყოფით ($2Li + 2H_2O = 2LiOH + H_2$). ლითიუმის ჰიდროქსიდი ასევე მიიღება წყლის ენერგიული მოქმედებით შესაბამის ჰიდრიდზე ($LiH + H_2O = LiOH + H_2$) და ოქსიდზე ($Li_2O + H_2O = 2LiOH$) აგრეთვე შესაბამის მარილზე მეტალთა ჰიდროქსიდების ურთიერთქმედებით ($Li_2SO_4 + Ba(OH)_2 = 2LiOH + BaSO_4$).

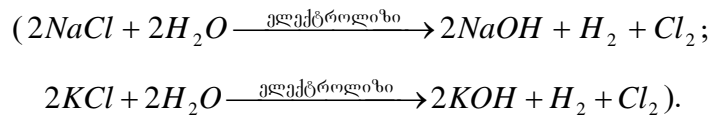
ლითიუმის ჰიდროქსიდი თეთრი, კრისტალური ნივთიერებია, რომელიც ხასიათდება უფრო დაბალი ხსნადობით, ვიდრე დანარჩენი ტუტე მეტალების ჰიდროქსიდები ($NaOH$, KOH და სხვ.). გახურებით ($500^\circ C$) ლითიუმის ჰიდროქსიდი იშლება შესაბამის ოქსიდად და წყლად ($2LiOH = Li_2O + H_2O$).

ლითიუმის წყალხსნარებიდან შეიძლება გამოიყოს შესაბამისი კრისტალჰიდრატები ($LiOH \cdot 2H_2O$ და $LiOH \cdot 3H_2O$).

ლითიუმის ჰიდროქსიდი გამოიყენება, როგორც ელექტროლიტი დიდი ტევადობის აკუმულატორებში, რომელიც 2-3-ჯერ ახანგრძლივებს ტუტე აკუმულატორების მუშაობის ხანგრძლივობას.

ნატრიუმისა ($NaOH$, ტუტე, მწვავე ნატრი, კაუსტიკური სოდა) და კალიუმის (KOH , ტუტე, მწვავე კალი) ჰიდროქსიდები თეთრი, კრისტალური, ძლიერ ჰიგროსკოპული ნივთიერებებია, რომლებიც მიიღება მეტალური ნატრიუმისა და კალიუმის აქტიური ურთიერთქმედებით წყალთან ($2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$, $2K + 2H_2O = 2KOH + H_2$). მათი მიღება შეიძლება აგრეთვე შესაბამისი ოქსიდების წყალში გახსნით ($Na_2O + H_2O = 2NaOH$, $K_2O + H_2O = 2KOH$) და არამდგრადი ნატრიუმისა და კალიუმის ჰიდრიდების წყალთან ურთიერთქმედებით ($NaH + H_2O = NaOH + H_2$, $KH + H_2O = KOH + H_2$). ამ რეაქციებს პრაქტიკული მნიშვნელობა არ აქვს და იშვიათად იყენებენ სუფთა ჰიდროქსიდების მისაღებად.

ნატრიუმისა და კალიუმის ჰიდროქსიდების სამრეწველო მიღების ძირითადი მეთოდია მათი ქლორიდების წყალხსნართა ელექტროლიზი:



კაუსტიფიკაციის რეაქცია – სოდის ხსნარის ჩამქრალ კირთან დუღება $Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 = 2NaOH + CaCO_3 \downarrow$ (ამიტომ უწოდებენ ნატრიუმის ტუტეს კაუსტიკურ სოდას ტექნიკაში) $NaOH$ -ის მიღების ძველი მეთოდია. ხსნარის აორთქლებისას მიიღება მყარი $NaOH$. ამ მეთოდს ამჟამად ნაკლებად იყენებენ.

ნატრიუმისა და კალიუმის ტუტეები დნება შედარებით დაბალ ტემპერატურაზე (318 და $360^\circ C$ შესაბამისად). გავარვარებისას ($\sim 1400^\circ C$) დუღს და აქროლდება დაშლის გარეშე. წყალში კარგად იხსნებიან, დიდი რაოდენობის სითბოს გამოყოფით – ჰიდრატების წარმოქმნის გამო.

ნატრიუმის ჰიდროქსიდი ძირითადი ქიმიური მრეწველობის ერთ-ერთი მნიშვნელოვანი პროდუქტია. დიდი რაოდენობით იხმარება ნავთობპროდუქტების გასაწმენდად, საპნის, ქაღალდის, ტყავის, აგრეთვე ფარმაცევტულ მრეწველობაში, ქიმიური ბოჭკოს მისაღებად და სხვ. კალიუმის ჰიდროქსიდს იყენებენ საპნის, შამპუნების წარმოებაში. KOH -ის უფრო ფართოდ გამოიყენება სიძვირის გამო შეზღუდულია.

ამონიუმის ჰიდროქსიდი (NH_4OH , ამონიუმის ფუძე, ტუტე, ამიაკის წყალხსნარი) მიიღება ამიაკის წყალთან ურთიერთქმედებით, ამ დროს წარმოიქმნება არა მხოლოდ ამიაკის ჰიდრატი, არამედ ნაწილობრივ ამონიუმისა (NH_4^+) და ჰიდროქსიდის (OH^-) იონებიც ($NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_3 \cdot H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$). ამიაკის წყალხსნარში არსებული OH^- იონები განაპირობებს ხსნარის ტუტე რეაქციას – იისფერი ლაკმუსი ლურჯ, ხოლო ფენოლფთალეინი ყოლოსფერ შეფერილობას იღებს.

ამონიუმის ჰიდროქსიდი (ამიაკის წყალხსნარი) გამოიყენება საყოფაცხოვრებო ქიმიაში საოჯახო დანიშნულების საგნების გასასუფთავებლად, სარეცხ და ლაქების ამოყვან საშუალებებად. ამიაკის 9,5-10%-იანი ხსნარი, ნიშადურის სპირტის სახელწოდებით, გამოიყენება მედიცინაში. ამიაკის წყალხსნარის მჟავებით განეიტრალებას იყენებენ ამონიუმის ახალი მარილების მისაღებად და სხვ.

ბერილიუმის ჰიდროქსიდი ($Be(OH)_2$) მიიღება მის რომელიმე მარილზე ტუტეების მოქმედებით ($BeCl_2 + 2NaOH = Be(OH)_2 + 2NaCl$). იგი პოლიმერული ნაერთია, წყალში არ იხსნება. თავის ქვეჯგუფში $Be(OH)_2$ ერთადერთი ფუძეა, რომელიც ამფოტერულ თვისებებს იჩენს. ბერილიუმის ჰიდროქსიდი ლაბის მსგავსი თეთრი ფერის ნივთიერებაა, ადვილად იხსნება მჟავებისა ($Be(OH)_2 + 2HNO_3 = Be(NO_3)_2 + 2H_2O$) და ტუტეების ($Be(OH)_2 + 2NaOH = Na_2[Be(OH)_4]$) ნაღვლობსა ან წყალხსნარში გაცხელებისას, ხოლო ოთახის ტემპერატურაზე წყალხსნარში $Be(OH)_2 + NaOH = Na[Be(OH)_3]$). როგორც ტუტესთან რეაქციიდან ჩანს ბერილიუმი არის რთული ანიონის $[Be(OH)_4]^{2-}$ ან $[Be(OH)_3]^{-1}$ სახით, რომლებიც დეჰიდრატაციის (გაუწყლოების) შემთხვევაში გადადის მეტა-ფორმაში BeO_2^{2-} , მაგ., ($Na_2[Be(OH)_4] = Na_2BeO_2 + 2H_2O$). Na_2BeO_2 -ის მსგავს მარილებს, როგორც ცნობილია, ბერილატები ეწოდება.

ბერილიუმის ჰიდროქსიდი მიზანმიმართულად გამოიყენება ახალი მარილების მისაღებად, აგრეთვე მას იყენებენ ბერილიუმის ისეთი მნიშვნელოვანი ნაერთის მისაღებად, როგორცაა ბერილიუმის ოქსიდი (BeO), რომელიც ძნელდნობადობის ($2530^\circ C$) გამო გამოიყენება ცეცხლგამძლე მასალად და თერმომდგრად დიელექტრიკად.

მაგნიუმის ჰიდროქსიდი ($Mg(OH)_2$, ფუძე) – მიიღება თეთრი ლაბისებრი ნალექის სახით, მის შესაბამის ხსნად მარილებზე ტუტეების მოქმედებით ($MgCl_2 + 2KOH = Mg(OH)_2 + 2KCl$, $MgCl_2 + 2NH_4OH = Mg(OH)_2 + 2NH_4Cl$). იგი არის მყარი კრისტალური ნივთიერება, ცუდად იხსნება წყალში, საშუალო სიძლიერის ფუძეა, ელექტრობის ცუდი გამტარია და გახურებისას ხდება მისი გაუწყლოება ($Mg(OH)_2 = MgO + H_2O$). მაგნიუმის ჰიდროქსიდი კარგად იხსნება მჟავასა ($Mg(OH)_2 + H_2SO_4 = MgSO_4 + 2H_2O$) და ამონიუმის ხსნად მარილში ($Mg(OH)_2 + 2NH_4Cl = MgCl_2 + 2NH_3 + 2H_2O$). ბერილიუმის ჰიდროქსიდისგან განსხვავებით (ზემოთ ვახვევთ), მას მხოლოდ ფუძე თვისებები აქვს. მაგნიუმის ჰიდროქსიდისა და ოქსიდის ნარევი წყალში იხსნება, მედიცინაში გამოიყენება, როგორც ანტისეპტიკური ნივთიერება, ასევე შედის ქლოროფილის შედგენილობაში და მონაწილეობს ფოტოსინთეზში, რითაც დასტურდება მისი დიდი ბიოლოგიური მნიშვნელობა.

კალციუმის ჰიდროქსიდი ($Ca(OH)_2$, ფუძე, ტუტე, ჩამქრალი კირი) მიღების ძირითადი მეთოდია კირის ჩაქრობა ($CaO + H_2O = Ca(OH)_2$). კალციუმის ჰიდროქსიდი ყველაზე ხელმისაწვდომი, იაფი და ამავე დროს ძლიერი ფუძეა, ტუტეა. იგი მიიღება სხვა რეაქციებითაც ($Ca + 2H_2O = Ca(OH)_2 + H_2$, $CaH_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 + 2H_2$, $Ca_3P_2 + 6H_2O = 3Ca(OH)_2 + 2PH_3$, $CaCl_2 + 2H_2O \xrightarrow{\text{ელექტროლიზი}} Ca(OH)_2 + Cl_2 + H_2$), მაგრამ ამ რეაქციებს პრაქტიკული გამოყენება არ აქვთ. ჩამქრალი კირი თეთრი ფერის, ფხვნილისებური, წყალში მცირედ ხსნადი, მყარი ნივთიერებაა. მის ნაჯერ წყალხსნარს კირიანი წყალი ეწოდება. მასში კალციუმის ჰიდროქსიდი მთლიანად დისოცირებულია იონებად ($Ca(OH)_2 = Ca^{2+} + 2OH^-$). თუ წყალში მეტ ჰიდროქსიდს შევიტანთ, ვიდრე შეიძლება გაიხსნას, მიიღება კირიან წყალში კალციუმის ჰიდროქსიდის ნაწილაკთა თეთრი სუსპენზია – კირრძე. კალციუმის ჰიდროქსიდი რეაგირებს მჟავებთან, მჟავა ოქსიდებთან, მარილებთან. ქლორის გატარებით კირიან წყალში მიიღება ე.წ. ქლორიანი კირი ($Ca(OH)_2 + Cl_2 = Ca(OCl)Cl + H_2O$). იგი გამოიყენება როგორც მათეთრებელ, ისე სადეზინფექციო საშუალებად, რადგან მასზე ატმოსფერული CO_2 -ისა და წყლის მოქმედებით გამოიყოფა ატომური ჟანგბადი, რომელიც სპობს მიკროორგანიზმებს. კირიან წყალს იყენებენ ნახშირბადის დიოქსიდის (CO_2) აღმოსაჩენად. მასში დიოქსიდის გატარებისას გამჭვირვალე ხსნარი იმღვრება

უხსნარი კალციუმის კარბონატის ($CaCO_3$) გამოყოფის გამო ($Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O$). CO_2 -ის შემდგომი გატარებისას ხსნარი ისევ გამჭვივრვალე გახდება, რადგან უხსნარი კარბონატი ხსნად ჰიდროკარბონატად გარდაიქმნება ($CaCO_3 + CO_2 + H_2O = Ca(HCO_3)_2$), რომელიც გაცხელებით კვლავ აიშლებოდა ($Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{t} CaCO_3 + H_2O + CO_2$). ჩამქრალ კირთან ნახევარწყლიანი თაბაშირის ნარევის ($CaSO_4 \cdot 0,5H_2O$) იყენებენ სამშენებლო საქმეში – კედლების შესაღესად.

კალციუმის კარბონატისა და ჰიდროკარბონატის ურთიერთგარდაქმნას ადგილი აქვს ბუნებაში. ეს რეაქციები იწვევს დედამიწის კირქვიანი ქანების ფენებში გამოქვაბულების წარმოქმნას და მასში საოცარი სტალაქტიტებისა და სტალაგმიტების გაჩენას, რაც ბუნების ერთ-ერთ საოცრებადაა მიჩნეული.

სტრონციუმის ჰიდროქსიდი ($Sr(OH)_2$ ფუძე, ტუტე) მიიღება მეტალური სტრონციუმის წყალში გახსნით ($Sr + 2H_2O = Sr(OH)_2 + H_2$) ან სტრონციუმის ოქსიდზე წყლის მოქმედებით ($SrO + H_2O = Sr(OH)_2$). იგი თეთრი კრისტალებია, გაცხელებისას ადვილად კარგავს წყალს ($Sr(OH)_2 = SrO + H_2O$). სტრონციუმის ჰიდროქსიდი ძლიერი ფუძეა (ტუტე). ადვილად შედის რეაქციაში მჟავასთან ($Sr(OH)_2 + H_2SO_4 = SrSO_4 + 2H_2O$), ნახშირბადის დიოქსიდთან წარმოქმნის შესაბამის კარბონატს ($Sr(OH)_2 + CO_2 = SrCO_3 + H_2O$).

სტრონციუმის ჰიდროქსიდი გამოიყენება ჭარხლის შაქრის რაფინირებისათვის და აგრეთვე ზეთის საღებავების სიკატივური თვისებების გასაუმჯობესებლად. სტრონციუმის ნაერთები იხმარება კანის დაავადებათა თერაპიაში. ასევე იყენებენ მინის მრეწველობაში მინანქრის მისაღებად და პიროტექნიკაში.

ბარიუმის ჰიდროქსიდი ($Ba(OH)_2$ ფუძე, ტუტე), მიიღება შესაბამისი ოქსიდის წყალში გახსნით ($BaO + H_2O = Ba(OH)_2$). მისი მიღება ასევე ადვილად შეიძლება მეტალური ბარიუმის ურთიერთქმედებით წყალთან ($Ba + 2H_2O = Ba(OH)_2 + H_2$). წარმოებაში ბარიუმის ფუძე მიიღება შესაბამის სულფიდზე გადახურებული წყლის ორთქლის მოქმედებით ($BaS + 2H_2O = Ba(OH)_2 + H_2S$). მისი მიღება ასევე შეიძლება შესაბამისი სილიკატზე ნატრიუმის ტუტის მოქმედებით ($BaSiO_3 + 2NaOH = Ba(OH)_2 + Na_2SiO_3$).

$Ba(OH)_2$ თეთრი, წყალში კარგად ხსნადი ნივთიერებაა. ბარიტის წყალხსნარი ძლიერი ფუქია, ადვილად შთანთქავს CO_2 -ს უხსნარი კარბონატის წარმოქმნით ($Ba(OH)_2 + CO_2 = BaCO_3 \downarrow + H_2O$). ამიტომ ბარიტის წყალი გამოიყენება CO_2 -ის აღმოჩენ რეაქტივად. ბარიუმის ჰიდროქსიდი ენერგიულად რეაგირებს მჟავებთან შესაბამისი მარილების წარმოქმნით ($Ba(OH)_2 + 2HCl = BaCl_2 + 2H_2O$, $Ba(OH)_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + 2H_2O$). $Ba(OH)_2$ ფართოდ იხმარება ლაბორატორიაში როგორც იაფი ხსნადი ფუქე.

ალუმინის ჰიდროქსიდი ($Al(OH)_3$) მიიღება არაპირდაპირი გზით – ალუმინის ხსნად მარილზე ამონიუმის ტუტის მოქმედებით ($Al_2(SO_4)_3 + 6NH_4OH = 2Al(OH)_3 + 3(NH_4)_2SO_4$). იგი წყალში უხსნარი, თეთრი, მყარი ნივთიერებაა. ალუმინის ჰიდროქსიდი ტიპური ამფოტერული ნაერთია – ურთიერთქმედებს როგორც მჟავებთან ($Al(OH)_3 + 3HCl = AlCl_3 + 3H_2O$), ისე ტუტეებთან ($Al(OH)_3 + NaOH + 2H_2O = Na[Al(OH)_4(H_2O)_2]$). ალუმინის მარილის ხსნარზე ტუტის დამატებისას ამ უკანასკნელის ჭარბი რაოდენობა იწვევს გამოლეკილი ალუმინის ჰიდროქსიდის გახსნას. ამიტომ $Al(OH)_3$ -ის მისაღებად, როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, მიზანშეწონილია ალუმინის მარილის ხსნარზე ვიმოქმედოთ ამონიუმის ჰიდროქსიდით (NH_4OH), რომლის ჭარბ რაოდენობაში არ იხსნება $Al(OH)_3$. კონცენტრირებული და მღუღარე ტუტეების მოქმედებით $Al(OH)_3$ წარმოქმნის უწყლო ალუმინატებს ($Al(OH)_3 + KOH = KAlO_2 + 2H_2O$).

ალუმინის ჰიდროქსიდი გამოიყენება მისი სხვადასხვა მარილის დასამზადებლად, ხოლო მისი გაუწყლოებით მიიღება ალუმინის ოქსიდი, რომლიდანაც ელექტროლიზით მიიღება მეტალური ალუმინი, რომელსაც უდიდესი გამოყენება აქვს თანამედროვე ტექნიკასა და ყოფა-ცხოვრებაში. ალუმინის ნაერთები გამოიყენება ქაღალდის წარმოებაში, ტყავის თრიმლვისათვის და ქსოვილების ღებვის დროს, როგორც ფერმჭერი. ალუმინის ჰიდროქსიდის ეთილის ხსნარი განიცდის კოაგულაციას დალექვის პროცესში და როგორც ლაბისმსგავსი ნალექი თან წარიტაცებს წყალში შეწონილ ნაწილაკებს, რის შედეგადაც ხდება წყლის გაწმენდა.

გალიუმ(III)-ის ($Ga(OH)_3$), ინდიუმ(III)-ის ($In(OH)_3$), თალიუმ(I)-ისა და თალიუმ(III)-ის ($TlOH$ და $Tl(OH)_3$) ჰიდროქსიდები.

გალიუმ(III)-ის ჰიდროქსიდი ($Ga(OH)_3$) მიიღება მხოლოდ არაპირდაპირი გზით, რადგან მისი ოქსიდი (Ga_2O_3) წყალში არ იხსნება, მარილის წყალხსნარზე უნდა ვიმოქმედოთ ტუტის ხსნარით ($GaCl_3 + 3KOH = Ga(OH)_3 + 3KCl$). გალიუმ(III)-ის ჰიდროქსიდი ამფოტერულია – იხსნება ტუტესა ($Ga(OH)_3 + NaOH = NaGaO_2 + 2H_2O$) და მუავაში ($Ga(OH)_3 + 3HCl = GaCl_3 + 3H_2O$). ალუმინის ჰიდროქსიდისგან ($Al(OH)_3$) განსხვავებით, გალიუმის ჰიდროქსიდი ($Ga(OH)_3$) ამიაკის კონცენტრირებულ ხსნარში უკეთ იხსნება ($Ga(OH)_3 + NH_4OH = NH_4GaO_2 + 2H_2O$). გალიუმის ჰიდროქსიდისა და ტუტის ურთიერთქმედებით მიღებულ მარილებს – გალატები ეწოდება, მაგალითად ამონიუმის გალატი (NH_4GaO_2), კალციუმის გალატი ($Ca(GaO_2)_2$) და სხვა.

გალიუმის ნაერთები ფართოდ გამოიყენება თანამედროვე ტექნიკასა და მრეწველობის სხვადასხვა დარგში – ოპტიკური მინის წარმოებაში, ნახევარგამტარების ტექნიკაში, ადვილდნობადი შენადნობების მისაღებად, კარგი თბოგადამტანია ბირთვულ რეაქციებში და სხვ. გალიუმის ზოგიერთი ნაერთი გამოიყენება მედიცინაში.

ინდიუმ(III)-ის ჰიდროქსიდი ($In(OH)_3$) მიიღება ინდიუმ(III)-ის მარილის ტუტით დამუშავების პროცესში ($InCl_3 + 3KOH = In(OH)_3 + 3KCl$). ინდიუმის ჰიდროქსიდი, ალუმინისა და გალიუმის ჰიდროქსიდების მსგავსად, ამფოტერული ნაერთია ($In(OH)_3 + 3HCl = InCl_3 + 3H_2O$, $In(OH)_3 + NaOH = NaInO_2 + 2H_2O$), მაგრამ, ამასთან $Ga(OH)_3$ უფრო მუავურ თვისებებს ამჟღავნებს, ვიდრე $In(OH)_3$, რომელშიც უფრო ფუძე თვისებები ჭარბობს. ინდიუმის ჰიდროქსიდის ტუტესთან ურთიერთქმედებისას მიიღება შესაბამისი მარილი – ინდატი, მაგალითად, კალციუმის ინდატი ($2In(OH)_3 + Ca(OH)_2 = Ca(InO_2)_2 + 4H_2O$).

ინდიუმის ჰიდროქსიდი გამოიყენება შესაბამისი მარილების მისაღებად; მისი ზოგიერთი ნაერთი იხმარება მეტალებისა და შენადნობების მექანიკური და ქიმიური თვისებების გაუმჯობესების მიზნით, ხოლო მინის ზედაპირის დაფარვის შემთხვევაში იგი ხდება ელექტროგამტარი და ინარჩუნებს გამჭვირვალობას.

თალიუმ(I)-ისა და (III)-ის ჰიდროქსიდები ($TlOH$ და $Tl(OH)_3$) – შესაბამისად მიიღება თალიუმ(I)-ის ოქსიდის წყალში გახსნით ($Tl_2O + H_2O = 2TlOH$) და თალიუმ(III)-ის მარილზე ტუტის წყალხსნარის

მოქმედებით ($Tl_2(SO_4)_3 + 6KOH = 2Tl(OH)_3 + 3K_2SO_4$). თალიუმ(I)-ის ჰიდროქსიდი ($TlOH$) ყვითელი ფერის, მყარი ნივთიერებაა, კარგად იხსნება წყალში და ხასიათდება ძლიერი ტუტე თვისებებით, გარკვეულად ემსგავსება ტუტე მეტალთა ($NaOH$, KOH და სხვ.) ჰიდროქსიდებს. თალიუმ(I)-ის ჰიდროქსიდის ხსნარზე CO_2 -ის მოქმედებით მიღებული კარბონატი (Tl_2CO_3) კარგად იხსნება წყალში – ხსნარს ძლიერი ტუტე რეაქცია აქვს.

თალიუმ(III)-ის მოწითალო-ყავისფერ ჰიდროქსიდს ($Tl(OH)_3$) აქვს ფუძური თვისებები – პრაქტიკულად არ იხსნება ტუტეში, მაგრამ კარგად ხსნადია მჟავებში ($Tl(OH)_3 + 3HNO_3 = Tl(NO_3)_3 + 3H_2O$). თალიუმის ჰიდროქსიდის ($Tl(OH)_3$) გახურებით მიიღება თალიუმ(III)-ის ოქსიდი (Tl_2O_3), რომელიც შემდგომი გახურებით იშლება Tl_2O და O_2 -ად. დანაწევრებული ოქსიდი (Tl_2O) $100^\circ C$ -ზე იშლება მეტალურ თალიუმად და ჟანგბადად ($2Tl_2O = 4Tl + O_2$).

თალიუმის ნაერთები გამოირჩევა ნახევარგამტარული თვისებებით და გამოიყენება ფოტოელემენტებსა და ფოტოგრაფიაში, აგრეთვე სამედიცინო კვლევებში. ზოგიერთი მისი ნაერთი (მაგ., სულფატი) მომწამლავი ნივთიერებაა და იხმარება მღრღნელების მოსასპობად. თალიუმის კარბონატი, ბრომიდი და იოდიდი შეაქვთ განსაკუთრებული დანიშნულების ოპტიკურ მინებში, რომლებიც გამოირჩევა რეფრაქციის მაღალი კოეფიციენტით.

გერმანიუმ(II)-ის ჰიდროქსიდი ($Ge(OH)_2$) მიიღება შესაბამისი მარილის ხსნარზე ტუტის მოქმედებით ($GeCl_2 + 2NaOH = Ge(OH)_2 + 2NaCl$). გერმანიუმ(II)-ის ჰიდროქსიდი წყალში პრაქტიკულად უხსნარი, ამფოტერული თვისებების მქონე ნივთიერებაა, მასში ჭარბობს მჟავა თვისებები ($Ge(OH)_2 + 2KOH = K_2GeO_2 + 2H_2O$, $Ge(OH)_2 + H_2SO_4 = GeSO_4 + 2H_2O$).

გერმანიუმ(II)-ის ჰიდროქსიდი გამოიყენება შესაბამისი მარილების მისაღებად; გერმანიუმი და მისი ნაერთები ძირითადად გამოიყენება ნახევარგამტარების ტექნიკაში, აგრეთვე ძლიერ გამჭვირვალე და მაღალი შუქტეხის კოეფიციენტის მქონე კვარცის მინისა და, საერთოდ, ოპტიკური მინების წარმოებაში.

კალა(II)-ის ჰიდროქსიდი ($Sn(OH)_2$) მიიღება შესაბამისი მარილის ხსნარზე ტუტის ხსნარის მოქმედებით ($SnCl_2 + 2KOH = Sn(OH)_2 + 2KCl$). კალის ჰიდროქსიდი ($Sn(OH)_2$) ამფოტერული ნაერთია, რომელიც ადვილად იხსნება

როგორც მჟავაში ($Sn(OH)_2 + 2HNO_3 = Sn(NO_3)_2 + 2H_2O$), ასევე ტუტეში ($Sn(OH)_2 + 2NaOH = Na_2[Sn(OH)_4]$) – ტეტრაჰიდროქსოსტანიტის წარმოქმნით.

კალა(IV)-ის ჰიდროქსიდს ($Sn(OH)_4$) კალამჟავა ეწოდება; იგი ცნობილია ორი მოდიფიკაციის სახით: Γ -კალამჟავა და S -კალამჟავა.

Γ -კალამჟავა მიიღება ამიაკის წყალხსნარის მოქმედებით კალა(IV)-ის ქლორიდის ხსნარზე ($SnCl_4 + 4NH_4OH = H_2SnO_3 + 4NH_4Cl + H_2O$). გამოყოფილი კალამჟავა გაშრობის დროს თანდათანობით კარგავს წყალს და გარდაიქმნება კალას დიოქსიდად ($H_2SnO_3 = SnO_2 + H_2O$).

Γ -კალამჟავა ადვილად იხსნება ტუტეში ჰიდროქსოსტანატის წარმოქმნით ($H_2SnO_3 + 2KOH + H_2O = K_2[Sn(OH)_6]$). Γ -კალამჟავა იხსნება აგრეთვე მჟავაში კალა(IV)-ის მარილების წარმოქმნით ($H_2SnO_3 + 4HCl = SnCl_4 + 3H_2O$).

S -კალამჟავა მიიღება თეთრი ფხვნილის სახით კალაზე კონცენტრირებული აზოტმჟავას მოქმედებით ($Sn + 4HNO_3 = H_2SnO_3 + 4NO_2 + H_2O$). Γ -კალამჟავასგან განსხვავებით, S -კალამჟავა არ იხსნება მჟავასა და ტუტის ხსნარებში. მაგრამ ტუტესთან შედნობის გზით შეიძლება მისი გადაყვანა ხსნარში სტანატის სახით. Γ -კალამჟავა ხსნარში შენახვის შემთხვევაში, თანდათანობით გარდაიქმნება S -კალამჟავად.

კალა და მისი ნაერთები გამოიყენება კვების მრეწველობის სხვადასხვა დარგში. კალას დიოქსიდი იხმარება თეთრი მინანქრისა და ჭიქურის დასამზადებლად, ხოლო ნაწილი ნაერთებისა – ხისა და თაბაშირის ნაკეთობათა მოსავარაყებლად (ოქროსფერ-ყვითელი შეფერილობა), აგრეთვე სამღებრო საქმეში, აბრეშუმის დასამძიმებლად, ნავთობის მრეწველობაში და სხვ.

ტყვიის(II) ჰიდროქსიდი ($Pb(OH)_2$) მიიღება შესაბამის მარილზე ტუტის მოქმედებით ($PbCl_2 + 2NaOH = Pb(OH)_2 + 2NaCl$). ტყვიის ჰიდროქსიდის თეთრი ლაბისებრი ნალექი ($Pb(OH)_2$) იხსნება მჟავასა ($Pb(OH)_2 + 2HNO_3 = Pb(NO_3)_2 + 2H_2O$) და ტუტეში ($Pb(OH)_2 + 2KOH = K_2[Pb(OH)_4]$). მაგრამ მყარ ტუტესთან ტყვიის(II) ჰიდროქსიდის შედნობის დროს მიიღება არაჰიდრატირებული პლუმბიტი ($Pb(OH)_2 + 2NaOH = Na_2PbO_2 + 2H_2O$).

ტყვია და მისი მრავალრიცხოვანი ნაერთი დიდ გამოყენებას პოულობს თანამედროვე ტექნიკისა და მრეწველობის სხვადასხვა დარგში – იხმარება მრავალი შენადნობის მისაღებად, რენტგენოტექნიკაში როგორც დამცავი

საშუალება, აკუმულატორის ფირფიტების დასამზადებლად, კოროზიამდეგი მასალების მისაღებად. სურინჯს (Pb_3O_4) იყენებენ ბროლის, ჭიქურის, მინანქრის, ლინოლეუმის წარმოებაში, აგრეთვე როგორც ერთ-ერთი საუკეთესო საღებავი კოროზიისგან დასაცავად. ტყვიის აცეტატი იხმარება სამრეზრო საქმეში და სხვ.

სტიბიუმ(III)-ის ჰიდროქსიდი ($Sb(OH)_3$) მიიღება არაპირდაპირი გზით – სტიბიუმის ხსნად მარილზე ტუტის მოქმედებით ($SbCl_3 + 3KOH = Sb(OH)_3 + 3KCl$). $Sb(OH)_3$ წყალში პრაქტიკულად არ იხსნება. სტიბიუმ(III)-ის ჰიდროქსიდი ამფოტერული ბუნებისაა, მასში ჭარბობს ფუძე თვისებები ($2Sb(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Sb_2(SO_4)_3 + 6H_2O$, $Sb(OH)_3 + KOH = KSbO_2 + 2H_2O$).

სტიბიუმი და მისი ნაერთები მნიშვნელოვნად ამაგრებს შენადნობებს, გამოკრისტალებისას მისი ზოგიერთი შენადნობი ფართოვდება და ამიტომ მათ იყენებენ სასტამბო შრიფტების დასამზადებლად. იხმარება, აგრეთვე გერმანიუმის დანამატად, რომელიც აუმჯობესებს გერმანიუმის ნახევარგამტარულ თვისებებს.

ბისმუტ(III)-ის ჰიდროქსიდი ($Bi(OH)_3$) მიიღება მის ხსნად მარილზე ტუტის მოქმედებით ($BiCl_3 + 3NaOH = Bi(OH)_3 + 3NaCl$). იგი ძალიან სუსტი ფუძეა, ამიტომ $Bi(III)$ -ის მარილები წყალხსნარებში ადვილად ჰიდროლიზდება ფუძე მარილების ($BiONO_3$)-ის წარმოქმნით.

ბისმუტის ჰიდროქსიდი ($Bi(OH)_3$) გამოიყენება სპეციალური დანიშნულების ნაერთების დასამზადებლად და სხვ.

სპილენძ(II)-ის ჰიდროქსიდი ($Cu(OH)_2$) მიიღება სპილენძის მარილზე ტუტის მოქმედებისას, ლაბისებრი ლურჯი ნალექის სახით ($CuSO_4 + 2KOH = Cu(OH)_2 + K_2SO_4$). გახურებისას სპილენძ(II)-ის ჰიდროქსიდი იშლება შავი ფერის CuO წარმოქმნით ($Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$). $Cu(OH)_2$ ამფოტერულია, იხსნება მჟავაში ($Cu(OH)_2 + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2H_2O$), ხოლო გაცხელებისას – ჭარბ ტუტეშიც (კონცენტრირებულ ტუტეში გაცხელების გარეშეც, $Cu(OH)_2 + 2NaOH = Na_2[Cu(OH)_4]$). მიღებულ ტუტე მეტალთა კუპრიტებს ($Na_2[Cu(OH)_4]$, $K_2[Cu(OH)_4]$) აქვთ ლურჯი შეფერილობა. სპილენძ(II)-ის ჰიდროქსიდი ადვილად იხსნება ამიაკის წყალხსნარში, რის შედეგადაც მიიღება მუქი ლურჯი შეფერილობის კომპლექსური ნაერთი ($Cu(OH)_2 + 4NH_3 = [Cu(NH_3)_4](OH)_2$).

სპილენძ(II)-ის ჰიდროქსიდსა და მის შესაბამის წარმოებულებს აქვთ ფართო პრაქტიკული გამოყენება. სპილენძის ზოგიერთი ნაერთი, მაგ., ბორდოს სითხე ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) – შაბიამნისა და კირსხნარის ნარევი იხმარება როგორც ფუნგიციდი.

ვერცხლ(I)-ის ჰიდროქსიდის ($AgOH$) მიღება პრობლემატურია, რადგან ფუძეთა მიღების ზოგადი წესის მიხედვით – შესაბამის მარილზე ტუტის მოქმედებით – არ ხდება ვერცხლის ჰიდროქსიდის მიღება, ყოველთვის გამოიყოფა ვერცხლ(I)-ის ოქსიდი (Ag_2O): $2AgNO_3 + 2KOH = Ag_2O + 2KNO_3 + H_2O$. მაგრამ მიღებული ხსნარი, როგორც ჩანს, შეიცავს მცირე რაოდენობით ვერცხლ(I)-ის ჰიდროქსიდსაც, რადგან მას აქვს ტუტე რეაქცია და სხვა ტუტის მსგავსად ლექავს ზოგიერთი მეტალის ჰიდროქსიდს მისი მარილის ხსნარიდან.

ზემოაღნიშნულის საფუძველზე შეიძლება ითქვას, რომ $AgOH$ წარმოადგენს არამდგრად თეთრი ფერის ნალექს, რომელიც ვირტუალურად მიიღება $AgNO_3$ -ზე კალიუმის ტუტის სპირტხსნარის მოქმედებით ($AgNO_3 + KOH = AgOH + KNO_3$). ვერცხლის ჰიდროქსიდი საკმაოდ ძლიერი ფუძეა, რაც იმით მტკიცდება, რომ ვერცხლის მარილები არ ჰიდროლიზდება. ვერცხლი და მისი ნაერთები გამოიყენება საიუველირო და საოჯახო ნაკეთობების დასამზადებლად, სხვადასხვა მეტალის ზედაპირის დასაფარავად. დიდი რაოდენობით გამოიყენება რადიოელექტროტექნიკაში, აგრეთვე ფოტომასალების (ფირფიტა, ფირი, ქაღალდი და სხვ.) დასამზადებლად.

ოქრო(I)-ის ჰიდროქსიდის ($AuOH$) მიღებაც, ვერცხლ(I)-ის ჰიდროქსიდის მსგავსად, რამდენადმე ალბათურია, რადგან ოქრო(I)-ის ქლორიდზე ტუტის მოქმედებით მიიღება არა შესაბამისი ჰიდროქსიდი, არამედ ოქრო(I)-ის ოქსიდი ($2AuCl + 2KOH = Au_2O + 2KCl + H_2O$).

ოქრო(III)-ის ჰიდროქსიდი ($Au(OH)_3$) მიიღება შესაბამის ქლორიდზე ($AuCl_3$) ტუტის მოქმედებით ($AuCl_3 + 3KOH = Au(OH)_3 + 3KCl$). ოქრო(III)-ის ჰიდროქსიდი წითელ-ყავისფერი ფხენილია. მას ამფოტერული თვისებები ახასიათებს – იხსნება მუავასა და ტუტეში ($Au(OH)_3 + 4HNO_3 = H[Au(NO_3)_4] + 3H_2O$, $Au(OH)_3 + NaOH = Na[Au(OH)_4]$). მიღებულ ნაერთებს აურატები ეწოდება.

ოქრო და მისი ზოგიერთი ნაერთი გამოიყენება ელექტროტექნიკაში, სტომატოლოგიასა და სიუველირო ნაკეთობათა წარმოებაში. ასევე იყენებენ მინის, ფაიფურის ან ლითონთა ზედაპირების დასაფარავად. გამოიყენება

აგრეთვე მიკროელექტრონიკაში. კოლოიდური სახით იყენებენ როგორც ანტისეპტიკურ საშუალებას მედიცინაში.

თუთიის ჰიდროქსიდი ($Zn(OH)_2$) მიიღება შესაბამის ხსნად მარილზე ტუტის მოქმედებით ($ZnSO_4 + 2KOH = Zn(OH)_2 + K_2SO_4$). თუთიის ჰიდროქსიდი თეთრი, ამფოტერული ნივთიერებაა, წყალში იხსნება უმნიშვნელო რაოდენობით, კარგად იხსნება მუავასა და ტუტეში ($Zn(OH)_2 + 2HCl = ZnCl_2 + 2H_2O$, $Zn(OH)_2 + Ba(OH)_2 = BaZnO_2 + 2H_2O$). თუთიის ჰიდროქსიდი იხსნება აგრეთვე ამიაკის წყალხსნარში, ამ დროს მიიღება კომპლექსური ნაერთი – თუთიის ჰექსამინჰიდროქსიდი ($Zn(OH)_2 + 6NH_3 = [Zn(NH_3)_6](OH)_2$). $Zn(OH)_2$ სუსტი ელექტროლიტია, ამიტომ მისი ყველა მარილი, მათ შორის ცინკატებიც (Na_2ZnO_2 , K_2ZnO_2) წყალხსნარში ჰიდროლიზდება.

თუთიასა და მის მრავალრიცხოვან ნაერთს ფართოდ იყენებენ ტექნიკასა და ყოფა-ცხოვრებაში კოროზიისაგან მეტალთა ზედაპირების დასაცავად. წარმოქმნის მნიშვნელოვან შენადნობს – თითბერს. თუთიის ოქსიდი იხმარება ზეთის საღებავების დასამზადებლად, ზოგიერთი პრეპარატის მისაღებად, რომელიც გამოიყენება მედიცინასა და კოსმეტიკურ საშუალებებში აგრეთვე, როგორც კატალიზატორი, სპირტების სინთეზში.

კადმიუმის ჰიდროქსიდი ($Cd(OH)_2$) მიიღება კადმიუმის მარილის ხსნარის ტუტით დამუშავებით ($CdCl_2 + 2KOH = Cd(OH)_2 + 2KCl$). გახურებისას ($300^\circ C$) კადმიუმის ჰიდროქსიდი იშლება შესაბამისი ოქსიდის წარმოქმნით ($Cd(OH)_2 = CdO + H_2O$). კადმიუმის ჰიდროქსიდში მუავური თვისებები უფრო სუსტად არის გამოხატული, ვიდრე თუთიის ჰიდროქსიდში, თუმცა იგი მუავაშიც იხსნება ($Cd(OH)_2 + 2HCl = CdCl_2 + 2H_2O$) და ტუტეშიც ($Cd(OH)_2 + 2NaOH = Na_2[Cd(OH)_4]$).

კადმიუმის ჰიდროქსიდი გამოიყენება ყვითელი საღებავებისა და ფერადი მინების დასამზადებლად. კადმიუმის ზოგიერთი ნაერთით ფარავენ რკინის ნაკეთობებს, რაც იცავს მათ კოროზიისაგან.

ვერცხლისწყლის (Hg) ერთ-ერთი თავისებურება არის ის, რომ არ არსებობს მისი ჰიდროქსიდი, იმ შემთხვევაშიც კი, როდესაც მოსალოდნელია ვერცხლისწყლის ჰიდროქსიდის წარმოქმნა, სინამდვილეში მიიღება ფორმალურად +1 ჟანგის რიცხვის მქონე ვერცხლისწყლის ოქსიდი – Hg_2O ,

გრაფიკული ფორმულა $\begin{array}{c} \text{Hg} \backslash \\ | \quad / \quad \text{O} \\ \text{Hg} \end{array}$, მაგ., $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Hg}_2\text{O} + 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.

ასევე ვერცხლისწყლის(II) მარილზე ტუტის მოქმედებით, შესაბამისი ჰიდროქსიდის $\text{Hg}(\text{OH})_2$ -ის ნაცვლად, წარმოიქმნება ისევ უწყლო ვერცხლისწყლის(II) ოქსიდი: $\text{HgCl}_2 + 2\text{KOH} = \text{HgO} + 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.

სკანდიუმის ჰიდროქსიდი ($\text{Sc}(\text{OH})_3$) მიიღება შესაბამისი მარილის ტუტესთან ურთიერთქმედებით ($\text{Sc}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NaOH} = \text{Sc}(\text{OH})_3 + 3\text{NaNO}_3$). იგი ლაბისებრი თეთრი ნალექია, ძნელად იხსნება წყალში. სკანდიუმის ჰიდროქსიდი ამჟღავნებს ამფოტერულობის ნიშნებს, ადვილად იხსნება განზავებულ მუავაში ($\text{Sc}(\text{OH})_3 + 3\text{HNO}_3 = \text{Sc}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$).

სკანდიუმი და მისი ჰიდროქსიდური ნაერთები გამოიყენება ელექტროვაკუუმურ ტექნიკაში, როგორც აირების შთამნთქმელი; მათ ასევე შთამნთქმელად იყენებენ ელექტროტექნიკაში, კერძოდ, ელექტროგამომთვლელ მანქანებში, საავიაციო და რაკეტულ ტექნიკაში.

იტრიუმის ჰიდროქსიდი ($\text{Y}(\text{OH})_3$) გამოიყოფა მის ხსნად მარილზე ტუტის მოქმედებისას ($\text{Y}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{KOH} = \text{Y}(\text{OH})_3 + 3\text{KNO}_3$). იგი თეთრი, ლაბისებრი ნივთიერებაა. მისი ფუძური თვისებები თავს იჩენს ამონიუმის მარილიდან ამიაკის გამოძევებისას ($\text{Y}(\text{OH})_3 + 3\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{Y}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$) და ჰაერიდან CO_2 -ის მიერთებისას ($2\text{Y}(\text{OH})_3 + 3\text{CO}_2 = \text{Y}_2(\text{CO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$). იტრიუმის ჰიდროქსიდი, როგორც ადვნიშნეთ, ძირითადად ფუძოვანია, ურთიერთქმედებს მუავებთან შესაბამისი მარილების წარმოქმნით ($\text{Y}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Y}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$). ალუმინის ჰიდროქსიდთან ($\text{Al}(\text{OH})_3$) შედარებით, იტრიუმის ჰიდროქსიდი უფრო მეტად ამჟღავნებს ფუძე თვისებებს.

იტრიუმი და მისი ჰიდროქსიდური ნაერთები გამოიყენება როგორც კონსტრუქციული მასალის კომპონენტი ბირთვულ ტექნიკაში. ზოგიერთი მათგანი იხმარება რადიოელექტრონიკასა და ელექტროგამომთვლელ მანქანებში, ხოლო რადიოაქტიური იზოტოპი გამოიყენება მედიცინაში – სიმსივნეთა სამკურნალოდ.

ლანთანის ჰიდროქსიდის ($\text{La}(\text{OH})_3$) მიღება შეიძლება როგორც მისი ოქსიდის წყალში გახსნით ($\text{La}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{La}(\text{OH})_3$), ისე არაპირდაპირი გზით

– შესაბამის მარილზე ტუტის მოქმედებით ($La(NO_3)_3 + 3NaOH = La(OH)_3 + 3NaNO_3$). ლანთანის ჰიდროქსიდი, იშვიათმიწათა მეტალების ჰიდროქსიდთა მწკრივში ყველაზე ძლიერი ფუძეა, იხსნება მხოლოდ მჟავაში ($2La(NO_3)_3 + 3H_2SO_4 = La_2(SO_4)_3 + 6H_2O$) და შთანთქავს ნახშირბადის დიოქსიდს ($2La(OH)_3 + 3CO_2 = La_2(CO_3)_3 + 3H_2O$) შესაბამისი მარილების წარმოქმნით. ლანთანის მარილები უფერო, ადვილად ჰიდროლიზებადია, ამჟღავნებენ კომპლექსური და ორმაგი მარილების წარმოქმნის უნარს ($La_2(CO_3)_3 + Na_2CO_3 = 2Na[La(CO_3)_2]$).

ლანთანსა და მის ჰიდროქსიდურ ნაერთებს იყენებენ ტექნიკისა და მრეწველობის სხვადასხვა დარგში მექანიკური, ფიზიკურ-ქიმიური და სხვა თვისებების გასაუმჯობესებლად. ზოგიერთი მათგანი იხმარება მინის წარმოებაში – მინას ანიჭებენ ულტრაიისფერი სხივების შთანთქმის უნარს. ლანთანის ჰიდროქსიდი გამოიყენება როგორც კატალიზატორი ქიმიურ მრეწველობაში.

აქტინიუმის ჰიდროქსიდი ($Ac(OH)_3$) მიიღება როგორც შესაბამისი ოქსიდის წყალში გახსნით ($Ac_2O_3 + 3H_2O = 2Ac(OH)_3$), ისე არაპირდაპირი გზით – აქტინიუმის მარილზე ტუტის მოქმედებით ($AcCl_3 + 3KOH = Ac(OH)_3 + 3KCl$).

ჰიდროქსიდთა მწკრივში $Sc(OH)_3 - Y(OH)_3 - La(OH)_3 - Ac(OH)_3$ ძლიერდება ფუძე თვისებები და იზრდება მათი ხსნადობა წყალში. ჩვეულებრივ პირობებში აქტინიუმის ფუძე ურთიერთქმედებს მხოლოდ მჟასთან შესაბამისი მარილების წარმოქმნით $Ac(OH)_3 + 3HF = AcF_3 + 3H_2O$, $2Ac(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Ac_2(SO_4)_3 + 6H_2O$.

აქტინიუმის ყველა ნაერთი მომწამლავია და მათთან მუშაობა საშიშია, განსაკუთრებით იმის გამო, რომ იგი γ -გამოსხივების წყაროა.

ტიტან(II)-ის ($Ti(OH)_2$), ტიტან(III)-ისა ($Ti(OH)_3$) და ტიტან(IV)-ის ($Ti(OH)_4$) ჰიდროქსიდები.

ტიტან(II)-ის ჰიდროქსიდი ($Ti(OH)_2$) მიიღება მისი ჰაიდრების ტუტით დამუშავების პროცესში ($TiCl_2 + 2KOH = Ti(OH)_2 + 2KCl$). ტიტან(II)-ის ჰიდროქსიდი აქტიური აღმდგენია, იგი ადვილად იჟანგება წყალთან თანაობისას ($Ti(OH)_2 + H_2O = Ti(OH)_3 + 1/2H_2$, $Ti(OH)_2 + 2H_2O = H_4TiO_4 + H_2$).

ტიტან(III)-ის ჰიდროქსიდი ($Ti(OH)_3$) მიიღება ტიტან(III)-ის მარილზე ტუტის მოქმედებით ($TiCl_3 + 3NaOH = Ti(OH)_3 + 3NaCl$). ტიტან(III)-ის ჰიდროქსიდს აქვს მხოლოდ ფუძე თვისებები და ამიტომ არ იხსნება ტუტეში. იგი ძალიან ადვილად იჟანგება ჰაერის ჟანგბადით, რის შედეგადაც წარმოიქმნება ორთოტიტანმჟავა ($2Ti(OH)_3 + H_2O + 1/2O_2 = 2H_4TiO_4$).

ტიტან(IV)-ის ჰიდროქსიდი ($Ti(OH)_4$) მიიღება ტიტანზე მდუღარე წყლის მოქმედებით ($Ti + 4H_2O = Ti(OH)_4 + 2H_2$). მიღებული ჰიდროქსიდური შრე ტიტანს იცავს შემდგომი ჟანგვისაგან, მაგრამ წყლის ორთქლი ($600 - 700^\circ C$) ტიტანთან ურთიერთქმედებით წარმოქმნის დიოქსიდს ($Ti + 2H_2O = TiO_2 + 2H_2$).

ტიტანის ჰიდროქსიდური ნაერთები გამოიყენება ძნელდნობადი მინის, ჭიქურის, მინანქრისა და ზეთის თეთრი საღებავების დასამზადებლად. მათი გამოყენებით დაფარული მეტალური ნაკეთობები გამოირჩევა დიდი ზედაპირული სიმტკიცით.

ჰაფნიუმ(IV)-ის ჰიდროქსიდი ($Hf(OH)_4$) ანუ ჰიდრატირებული ჰაფნიუმ(IV)-ის ოქსიდი ($HfO_2 \cdot 2H_2O$) მიიღება ჰაფნიუმ(IV)-ის მარილის ღრმა ჰიდროლიზით გახურების პროცესში, აგრეთვე ჰაფნიუმ(IV)-ის მარილის ტუტით დამუშავებისას ($HfCl_4 + 4H_2O = Hf(OH)_4 + 4HCl$, $Hf(SO_4)_2 + 4NaOH = Hf(OH)_4 + 2Na_2SO_4$). ჰაფნიუმ(IV)-ის ჰიდროქსიდი გამოიყოფა თეთრი ნალექის სახით, იხსნება ტუტეში ($Hf(OH)_4 + 2KOH = K_2[Hf(OH)_6]$).

ჰაფნიუმის ჰიდროქსიდური ნაერთები გამოიყენება მაღალი გარდატეხის მაჩვენებლის მქონე ოპტიკური მინების დასამზადებლად.

ვანადიუმ(II)-ის ჰიდროქსიდი ($V(OH)_2$) და ვანადიუმ(III)-ის ჰიდროქსიდი ($V(OH)_3$).

ვანადიუმ(II)-ის ჰიდროქსიდის მიღება შეიძლება მისი მარილის წყალხსნარის ტუტით დამუშავების დროს ($VCl_2 + 2KOH = V(OH)_2 + 2KCl$). რადგან ვანადიუმ(II)-ის ჰიდროქსიდი ძალიან სუსტი ფუძეა, არამდგრადია და ადვილად იჟანგება ჰაერზე ($4V(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4V(OH)_3$).

ვანადიუმ(III)-ის ჰიდროქსიდი ($V(OH)_3$) მიიღება ვანადიუმ(III)-ის შესაბამისი მარილის დამუშავებისას ტუტე ხსნარით, ჰაერის შეუღწევად ($V(NO_3)_3 + 3KOH = V(OH)_3 + 3KNO_3$). იგი ადვილად იჟანგება ჰაერზე, აქვს სუსტი

ფუძე თვისებები და ჰაერის შეუღწევად მჟავაში გახსნის დროს წარმოქმნის შესაბამის მარილს ($2V(OH)_3 + 3H_2SO_4 = V_2(SO_4)_3 + 6H_2O$).

ვანადიუმის ჰიდროქსიდური ნაერთები იხმარება ქიმიურ მრეწველობაში, როგორც ერთ-ერთი საუკეთესო კატალიზატორი გოგირდმჟავას (H_2SO_4) წარმოებაში, აგრეთვე მინისა და კერამიკის წარმოებაში. ვანადიუმის ზოგიერთი ნაერთი იხმარება, როგორც სასუქი, სოფლის მეურნეობაში, ხოლო ვანადიუმის ნაერთების შემცველი პრეპარატები, როგორც სამკურნალო საშუალებები – მედიცინაში.

ტანტალ(III)-ის ჰიდროქსიდი ($Ta(OH)_3$) გამოიყოფა ტანტალის ტრიქლორიდის ხსნარის ნატრიუმის ან კალიუმის ტუტით დამუშავების დროს ($TaCl_3 + 3NaOH = Ta(OH)_3 + 3NaCl$). ტანტალ(III)-ის ჰიდროქსიდი ლაბისებრი, ძალიან ადვილად უანგვადი ნალექია ამფოტერული თვისებებით ($Ta(OH)_3 + 3HF = TaF_3 + 3H_2O$, $Ta(OH)_3 + KOH = K[Ta(OH)_4]$).

ტანტალი და ტანტალის ჰიდროქსიდური ნაერთები გამოიყენება თანამედროვე ტექნიკისა და მრეწველობის სხვადასხვა დარგში მაღალი კოროზიული მდგრადობის, მნიშვნელოვანი მექანიკური სიმტკიცის, დნობის მაღალი ტემპერატურის, ორთქლის დაბალი წნევის, თერმული გაფართოების მცირე კოეფიციენტის, აირების შეკავების უნარის და სხვა თვისებების გამო. მათგან დამზადებული სადისტილაციო აპარატურა, მადურები, ელექტროდები და სხვა იხმარება ქიმიურ წარმოებებსა და ლაბორატორიებში. დიდი მოთხოვნილებაა მათ კაფსულებზე, ტიგელებზე, საცრებსა და საწონებზე ანალიზური ხელსაწყოებისათვის.

ქრომ(II)-ის ($Cr(OH)_2$) და ქრომ(III)-ის ($Cr(OH)_3$) ჰიდროქსიდები.

ქრომ(II)-ის ჰიდროქსიდი ($Cr(OH)_2$) მიიღება შესაბამის მარილზე ტუტის მოქმედებით ($CrCl_2 + 2NaOH = Cr(OH)_2 + 2NaCl$). ქრომ(II)-ის ჰიდროქსიდი ყვითელი ფერის ნალექის სახით გამოიყოფა, წყალში არ იხსნება, იხსნება მჟავაში ($Cr(OH)_2 + 2HCl = CrCl_2 + 2H_2O$, $Cr(OH)_2 + H_2SO_4 = CrSO_4 + 2H_2O$), მაგრამ როგორც მხოლოდ ფუძოვანი ნაერთი არ იხსნება ტუტეში. ქრომ(II)-ის ჰიდროქსიდი აღმდგენია, ადვილად იუანგება მწვანე ფერის ქრომ(III)-ის ჰიდროქსიდად ($4Cr(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4Cr(OH)_3$). უუანგბადო არეში ქრომ(III)-ის ჰიდროქსიდი იშლება ქრომ(II)-ის ოქსიდის ($Cr(OH)_2 = CrO + H_2O$), ხოლო

ჰაერზე გახურებისას – ქრომ(III)-ის ოქსიდის წარმოქმნით ($4Cr(OH)_2 + O_2 = 2Cr_2O_3 + 4H_2O$).

ქრომ(III)-ის ჰიდროქსიდი ($Cr(OH)_3$) გამოილეკება ტუტის მოქმედებით ქრომ(III)-ის მარილზე ($CrCl_3 + 3NaOH = Cr(OH)_3 + 3NaCl$). იგი ამფოტერული თვისებებით ხასიათდება. ახალმიღებული ქრომ(III)-ის ჰიდროქსიდი იხსნება მჟავასა ($2Cr(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + 6H_2O$) და ტუტის ($Cr(OH)_3 + 3KOH = K_3[Cr(OH)_6]$) ხსნარებში. Cr^{+3} -ის იონი წყალხსნარში მხოლოდ ჰიდრატირებული სახით არსებობს. $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$ -ის იონს იისფერი შეფერილობა აქვს (მინარეგების არსებობის გამო ხსნარი მომწვანოა).

ქრომი და მისი ჰიდროქსიდური ნაერთები გამოიყენება სხვადასხვა ნაკეთობის დასაფარავად – ლამაზი გარეგნული სახის მისაცემად და კოროზიამდებობისათვის. ასევე გამოიყენება ტყავის თრიმლვისათვის, ასანთის, საღებრების, ასაფეთქებელი ნივთიერებების წარმოებაში. იხმარება მედიცინაში სისხლის დაავადებისა და დიაგნოსტიკისათვის, აგრეთვე იყენებენ, როგორც ფუნგიციდს.

მოლიბდენ(III)-ის ჰიდროქსიდი ($Mo(OH)_3$) შეიძლება მივიღოთ მისი შესაბამისი ნაერთის ტუტით დამუშავების დროს ($MoCl_3 + 3KOH = Mo(OH)_3 + 3KCl$). მოლიბდენ(III)-ის ჰიდროქსიდი ამფოტერული ნაერთია ($Mo(OH)_3 + 3HCl = MoCl_3 + 3H_2O$, $Mo(OH)_3 + NaOH = Na[Mo(OH)_4]$), ე.ი. იხსნება როგორც მჟავაში, ისე ტუტის წყალხსნარში შესაბამისი ნაერთების წარმოქმნით. მოლიბდენ(III)-ის ჰიდროქსიდის დაშლით მიიღება მოლიბდენ(III)-ის ოქსიდი ($2Mo(OH)_3 = Mo_2O_3 + 3H_2O$), შავი ფერის მყარი ნივთიერება, არ იხსნება წყალში.

მოლიბდენი და მისი ჰიდროქსიდური ნაერთები გამოიყენება მეტალურ ნაკეთობათა მექანიკური სიმტკიცის, კოროზიული მდგრადობის, დრეკადობის, სიმაგრის, თერმომდგრადობისა და წრთობის უნარის გადიდების მიზნით მაღალ ტემპერატურაზე. მათ როგორც კატალიზატორს იყენებენ ჟანგვის, ჰიდროგენიზაციის, იზომერიზაციის, პოლიმერიზაციისა და კონდენსაციის პროცესებში. შესაბამისი საღებავები ხასიათდება მაღალი სტაბილურობით, ბზინვარებით და კარგი დამფარავი თვისებებით.

მანგანუმ(II)-ის ($Mn(OH)_2$) და მანგანუმ(IV)-ის ($Mn(OH)_4$) ჰიდროქსიდები.

მანგანუმ(II)-ის ჰიდროქსიდი ($Mn(OH)_2$) მიიღება არაპირდაპირი გზით – მანგანუმ(II)-ის ხსნად მარილზე ტუტის მოქმედებით ($MnCl_2 + 2NaOH = Mn(OH)_2 + 2NaCl$, $MnSO_4 + 2KOH = Mn(OH)_2 + K_2SO_4$). მანგანუმ(II)-ის ჰიდროქსიდი თეთრი ფერისაა და მხოლოდ ფუძე ბუნებისა, მუაგებთან შესაბამის მარილებს წარმოქმნის ($Mn(OH)_2 + 2HNO_3 = Mn(NO_3)_2 + 2H_2O$), მაგრამ არ იხსნება ტუტეში. ჰაერზე მანგანუმ(II)-ის ჰიდროქსიდი სწრაფად მუქდება, იჟანგება მანგანუმ(IV)-ის ჰიდროქსიდად.

მანგანუმ(IV)-ის ჰიდროქსიდი, რომელიც მიიღება მანგანუმ(II)-ის ჰაერზე დაჟანგვით ($2Mn(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 2Mn(OH)_4$) ხასიათდება დიდი აქტიურობით, რის გამოც მრეწველობაში გამოიყენება როგორც ძლიერი მჟანგავი.

მანგანუმი და მისი ჰიდროქსიდური ნაერთები დიდ გამოყენებას პოულობს ტექნიკისა და მრეწველობის თითქმის ყველა დარგში. ფერომანგანუმის სახით იხმარება ფოლადიდან ჟანგბადისა და გოგირდის მოსაცილებლად, ასევე შენადნობების ლეგირებისათვის – ფოლადს, ალუმინს, მაგნიუმს ანიჭებს სიმტკიცეს, კოროზიამდებობას. იყენებენ აგრეთვე ფერადი მინების წარმოებაში. მანგანუმის ნაერთების ნაკლებობა იწვევს მის დეფიციტს ორგანიზმში, რასაც თან ახლავს ქლოროფილის ნაკლებობა (ქლოროზი). ზოგიერთი ნიადაგი ღარიბია მანგანუმის ნაერთებით, რის გამოც საჭიროებს მათ შემცველ სასუქებს. მანგანუმშემცველი ფერმენტების გარეშე შეუძლებელია წარიმართოს სპეციფიკური მეტაბოლური პროცესები (ცხიმოვანი, ცილოვანი, ნახშირწყლოვანი ცვლა ორგანიზმში). გამოიყენება აგრეთვე ასანთის წარმოებაში, როგორც კატალიზატორი ქიმიურ საწარმოებში, დეპოლარიზატორად გალვანურ ელემენტებსა და მედიცინაში – ანემიის საწინააღმდეგოდ, ათეროსკლეროზის სამკურნალოდ, სისხლდენის შემაჩერებელ საშუალებად, ჭრილობათა მოსაბანად, მოწამვლისას კუჭის ამოსარეცხად.

რკინა(II)-ისა ($Fe(OH)_2$) და რკინა(III)-ის ($Fe(OH)_3$) ჰიდროქსიდები.

რკინა(II)-ის ჰიდროქსიდი ($Fe(OH)_2$) გამოიყოფა შესაბამისი მარილის ხსნარზე ტუტის დამატებისას – თეთრი ფიფქისებური ნალექის სახით ($FeCl_2 + 2NaOH = Fe(OH)_2 + 2NaCl$), რომელიც ჰაერზე მაშინვე მწვანდება, ხოლო შემდეგ წითელ-მურაფერს იძენს რკინა(III)-ის ჰიდროქსიდად ($Fe(OH)_3$) დაჟანგვის გამო ($4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4Fe(OH)_3$). $Fe(OH)_2$ და $Fe(OH)_3$ წყალში პრაქტიკულად არ იხსნება. რკინა(II)-ის ჰიდროქსიდი ფუძური ბუნების ნაერთია,

იხსნება მჟავაში რკინა(II)-ის მარილების წარმოქმნით ($Fe(OH)_2 + 2HCl = FeCl_2 + 2H_2O$). სხვადასხვა მჟანგავით რკინა(II)-ის მარილები ადვილად იჟანგება და წარმოქმნის რკინა (III)-ის მარილებს, რის გამოც მათ ხშირად იყენებენ აღმდგენად ($3FeCl_2 + HNO_3 + 3HCl = 3FeCl_3 + NO + 2H_2O$, $10FeSO_4 + 2KMnO_4 + 8H_2SO_4 = 5Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O$).

რკინა(III)-ის ჰიდროქსიდი ($Fe(OH)_3$) წითელი-მურაფერის ნალექის სახით გამოიყოფა რკინა(III)-ის მარილის ხსნარზე ტუტის მოქმედებისას ($Fe_2(SO_4)_3 + 6NaOH = 2Fe(OH)_3 + 3Na_2SO_4$). იგი ადვილად წარმოქმნის კოლოიდურ ხსნარებს, ამასთან, ამფოტერული ხასიათის სუსტი ფუძეა, რადგან იხსნება განზავებულ მჟავასა და ტუტის თბილ კონცენტრირებულ ხსნარში შესაბამისი მარილების წარმოქმნით ($Fe(OH)_3 + 3HNO_3 = Fe(NO_3)_3 + 3H_2O$, $Fe(OH)_3 + 3KOH = K_3[Fe(OH)_6]$).

$Fe(OH)_3$ უფრო სუსტი ფუძეა, ვიდრე $Fe(OH)_2$, რაც იმით აიხსნება, რომ Fe^{2+} -თან შედარებით Fe^{3+} -ის მუხტი უფრო დიდია, ხოლო რადიუსი – მცირე, რის გამოც Fe^{3+} უფრო ძლიერად იკავებს ჰიდროქსიდ-იონებს. ფუძური ბუნების შესუსტება იმითაც გამოიხატება, რომ რკინა(III)-ის მარილები ხსნარში უფრო ძლიერ ჰიდროლიზდება, ვიდრე რკინა(II)-ის მარილები.

რკინა და მისი ჰიდროქსიდური ნაერთები გამოიყენება მრეწველობასა და ტექნიკის თითქმის ყველა დარგში კარგი მექანიკური, ბიოლოგიური, ფიზიკურ-ქიმიური თვისებების გამო: შენადნობებში რკინა და მისი ჰიდროქსიდური ნაერთები იხმარება როგორც დანამატი სიმტკიცის, პლასტიკურობის, სიმაგრის, ჭედადობის, ანტიფრიქციული თვისებების მოდიფიკაციისათვის და სხვ. რკინის ჰიდროქსიდურ ნაერთებს დიდი პრაქტიკული გამოყენება აქვს მცენარეთა მავნებლების წინააღმდეგ, აგრეთვე მინერალური საღებავებისა და მეღვინის წარმოებაში, ქსოვილების ღებვაში, როგორც კოაგულანტი წყლის გასუფთავების პროცესში. რკინის ნაერთებს დიდი ბიოლოგიური მნიშვნელობა აქვს ცოცხალი ორგანიზმებისათვის – როგორც სისხლის ჰემოგლობინის ძირითადი შემადგენელი ნაწილი – მონაწილეობს ჰემოგლობინის მიერ ჟანგბადის გადატანის პროცესში. რკინის ნაერთები აუცილებელია მცენარეებისთვისაც – მონაწილეობს ჟანგვა-აღდგენის პროცესებში, ჟანგბადის მიმოცვლაში.

კობალტ(II)-ის ჰიდროქსიდი ($Co(OH)_2$) მიიღება კობალტ(II)-ის ხსნად მარილზე ტუტის მოქმედებით ($CoCl_2 + 2KOH = Co(OH)_2 + 2KCl$). მისი

რ-მოდულირაცია მეტასტაბილურია. რ- $Co(OH)_2$ ლურჯი ნალექის სახით მიიღება თუ კობალტ(II)-ის მარილის ხსნარზე ტუტის ცივი ხსნარით ვიმოქმედებთ. მდგრადია S- $Co(OH)_2$ სახესხვაობა, რომელიც მიღება კობალტ(II)-ის მარილის თბილ ხსნარზე ტუტის მოქმედებით, რის შედეგადაც გამოილეკება ვარდისფერი ნალექი. იგივე მიიღება თუ გავათბობთ რ- $Co(OH)_2$. S- $Co(OH)_2$ რომბული სისტემის, ვარდისფერი კრისტალებია. კობალტ(II)-ის ჰიდროქსიდის ორივე სახესხვაობა წყალში მცირედ იხსნება, ხოლო ტუტის თბილ კონცენტრირებულ ხსნარებსა და მინერალურ მუავაში – კარგად.

კობალტ(III)-ის ჰიდროქსიდი ($Co(OH)_3$) მიიღება კობალტ(II)-ის ჰიდროქსიდზე ჰაერის ჟანგბადისა და წყლის მოქმედებით ($4Co(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4Co(OH)_3$). კობალტ(III)-ის ჰიდროქსიდი მუქი-ვარდისფერია. აღნიშნული პროცესი განსაკუთრებით სწრაფად მიმდინარეობს ძლიერი მუანგავების თანაობის დროს ($2Co(OH)_2 + NaClO + H_2O = 2Co(OH)_3 + NaCl$). კობალტ(III)-თვის მარილი არ არის დამახასიათებელი – კობალტ(III)-ის ჰიდროქსიდზე ჟანგბადშემცველი მუავას მოქმედებით კობალტ(III)-ის მარილი კი არ წარმოიქმნება, არამედ გამოიყოფა კობალტ(II)-ის მარილი და ჟანგბადი ($4Co(OH)_3 + 4H_2SO_4 = 4CoSO_4 + O_2 + 10H_2O$), ხოლო მარილმუავას შემთხვევაში კობალტ(II)-ის მარილთან ერთად გამოიყოფა ქლორი ($2Co(OH)_3 + 6HCl = 2CoCl_2 + Cl_2 + 6H_2O$).

კობალტ(II და III)-ის ჰიდროქსიდური ნაერთები გამოიყენება ფერადი (ლურჯი, მწვანე, ვარდისფერი) მინანქრის, კერამიკისა და მინის მრეწველობაში. მათი ფხენილები იხმარება ჰიდრო- და დეჰიდროგენიზაციის რეაქციებში, ნავთობის დამუშავების პროცესში და სხვ. კობალტი და მისი ნაერთები მონაწილეობს სისხლის ჰემოგლობინის სინთეზში, შედის ანტიანემიური ვიტამინის (B_{12}) შედგენილობაში. ერთ-ერთი რადიოაქტიური იზოტოპი ($^{60}_{27}Co$), რომელიც X-გამოსხივების წყაროა, გამოიყენება ავთვისებიან სიმსივნეთა სამკურნალოდ.

ნიკელ(II)-ისა ($Ni(OH)_2$) და ნიკელ(III)-ის ($Ni(OH)_3$) ჰიდროქსიდები.

ნიკელ(II)-ის ჰიდროქსიდი ($Ni(OH)_2$) მიიღება ნიკელ(II)-ის ხსნად მარილზე ტუტის მოქმედებით ($NiCl_2 + 2KOH = Ni(OH)_2 + 2KCl$). იგი დიდი მოცულობის მწვანე ნალექის სახით გამოიყოფა. ნალექის გათბობისას ან ხსნარის დიდი ხნის

განმავლობაში შენახვისას ამორფული ნალექიდან გამოიყოფა ($Ni(OH)_2$)-ის მწვანე კრისტალები. ნიკელ(II)-ის ჰიდროქსიდი ხასიათდება ფუძე თვისებებით, იხსნება მჟავაში ნიკელ(II)-ის შესაბამისი მარილის წარმოქმნით ($Ni(OH)_2 + 2HCl = NiCl_2 + 2H_2O$) აგრეთვე ამონიუმის ტუტეში ($Ni(OH)_2 + 6NH_4OH = [Ni(NH_3)_6](OH)_2 + 6H_2O$).

ნიკელ(III)-ის ჰიდროქსიდი ($Ni(OH)_3$) მიღება შეიძლება $Ni(II)$ ჰიდროქსიდზე (რადგან $Fe(OH)_2$ -ისა და $Co(OH)_2$ -ისაგან განსხვავებით, $Ni(II)$ -ის ჰიდროქსიდი მდგრადია ჰაერზე) ძლიერი მჟანგავის მოქმედებით, ტუტის თანაობისას ($2Ni(OH)_2 + Cl_2 + 2NaOH = 2Ni(OH)_3 + 2NaCl$). ნიკელ(III)-ის ჰიდროქსიდი სუსტი ფუძეა ამფოტერულ თვისებათა ნიშნებით. მწკრივში $Fe(OH)_3 - Co(OH)_3 - Ni(OH)_3$ ამფოტერული თვისებები თანდათანობით ქრება. ნიკელ(III)-ის ჰიდროქსიდზე მჟავას მოქმედებით მიმდინარე პროცესი ჩვეულებრივი რეაქცია კი არ არის, არამედ ჟანგვა-აღდგენითი პროცესია ნიკელ(II)-ის მარილის წარმოქმნით ($4Ni(OH)_3 + 8HNO_3 = 4Ni(NO_3)_2 + O_2 + 10H_2O$).

ნიკელი და მისი ჰიდროქსიდური ნაერთები გამოიყენება კოროზიამდგრადი ნაკეთობების, ფიზიკურ-ქიმიური გაზომვებისათვის საჭირო აპარატურის, მანქანათა ნაწილების დასამზადებლად და სხვ. ასევე იყენებენ რკინის, ფოლადის, სპილენძისა და სხვა მასალების ზედაპირთა დასაფარავად. მათი გარკვეული ნაწილი იხმარება ტუტე აკუმულატორებისათვის, ქიმიურ მრეწველობაში კატალიზატორად, როგორც პიგმენტი ანტიკოროზიულ საღებავებსა და კერამიკულ მასალებში.

პლატინა(II)-ის ჰიდროქსიდი ($Pt(OH)_2$) მიიღება $K_2[PtCl_4]$ ხსნარის კალიუმის ტუტით დამუშავებისას აირადი CO_2 -ის ატმოსფეროში ($K_2[PtCl_4] + 2KOH = Pt(OH)_2 + 4KCl$). პლატინა(II)-ის ჰიდროქსიდი შავი ფხვნილია, არ იხსნება წყალში, იხსნება კონცენტრირებულ მჟავაში ($Pt(OH)_2 + 4HCl = H_2[PtCl_4] + 2H_2O$).

პლატინა(IV)-ის ჰიდრატირებული ოქსიდი $PtO_2 \cdot 3H_2O$ მიიღება $PtCl_4$ -ის წყალხსნარის დუღილით მწვავე ნატრიუმთან ($PtCl_4 + 4NaOH + H_2O = PtO_2 \cdot 3H_2O + 4NaCl$). ნაერთი $PtO_2 \cdot 3H_2O$ ყვითელი ფხვნილია, ცუდად იხსნება წყალში, აქვს ამფოტერული თვისებები, იხსნება მჟავასა და ტუტეში.

პლატინისა და ჰიდროქსიდური ნაერთებისგან მზადდება ლაბორატორიული ჭურჭელი – ტიგელები, ჯამები, შპატელები, საცრები, ფილტრები, ელექტროდები, გამოსახდელი აპარატურა და სხვ. მათი შენადნობისგან დამზადებული ელექტროკონტაქტორები, სხვადასხვა ხელსაწყო და მცველები, რენტგენის მილაკების კათოდები და ანტიკათოდები გამოიყენება ელექტროტექნიკურ მრეწველობაში. პლატინის ჰიდროქსიდური ნაერთები იხმარება ახალი კომპლექსური ნაერთების მისაღებად.

რუთენიუმ(II)-ის ჰიდროქსიდი ($Ru(OH)_2$) მიიღება რუთენიუმ(II)-ის ქლორიდის ხსნარის ტუტით დამუშავებისას ($RuCl_2 + 2NaOH = Ru(OH)_2 + 2NaCl$). რუთენიუმ(II)-ის ჰიდროქსიდი ყავისფერი არამდგრადი ნალექია, ადვილად იჟანგება და გარდაიქმნება **რუთენიუმ(III)-ის ჰიდროქსიდად** ($4Ru(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4Ru(OH)_3$).

რუთენიუმ(III)-ის ჰიდროქსიდი ($Ru(OH)_3$) მიღება შეიძლება, აგრეთვე რუთენიუმ(III)-ის ხსნადი მარილის ტუტით დამუშავების დროს ($RuCl_3 + 3KOH = Ru(OH)_3 + 3KCl$). ცნობილია, ასევე **რუთენიუმ(IV) ჰიდროქსიდი ($Ru(OH)_4$)** ანუ $RuO_4 \cdot 2H_2O$, რომელიც წყალში უხსნარი შავი ფერის ფხვნილია, იხსნება მჟავაში.

რუთენიუმი და რუთენიუმის ჰიდროქსიდური ნაერთები გამოიყენება მხოლოდ შენადნობის სახით – სამკაულების, „მუღმივი“ კალმის წვერების, ელექტროკონტაქტორებისა და ხმის მარეგისტრირებელი აპარატების ნემსების დასამზადებლად.

როდიუმ(III)-ის ჰიდროქსიდი ($Rh(OH)_3$) მიიღება როდიუმ(III)-ის მარილის ტუტით დამუშავების პროცესში ($Rh_2(SO_4)_3 + 6KOH = 2Rh(OH)_3 + 3K_2SO_4$). როდიუმ(III)-ის ჰიდროქსიდი ყვითელი ლაბისებრი ნალექია, რომელიც იხსნება მჟავასა და ჭარბ ტუტეში ($Rh(OH)_3 + 3HCl = RhCl_3 + 3H_2O$, $Rh(OH)_3 + 3NaOH = Na_3[Rh(OH)_6]$).

როდიუმი და მისი ჰიდროქსიდური ნაერთი არეკვლის დიდი უნარის გამო გამოიყენება რეფლექტორის ზედაპირის დასაფარავად. ეს ნივთიერებები გამოიყენება აგრეთვე კატალიზატორისა და შავი პიგმენტის სახით ფაიფურის ნაკეთობათა მოსახატავად. მათი ზოგიერთი შენადნობი კი – როგორც სპეციფიკური კატალიზატორი სინთეზური ბოჭკოს წარმოებაში, საიუველირო საქმეში, თერმოწვეილებისა და ავტოკალმის წვერების დასამზადებლად, აგრეთვე თერმოელემენტების წარმოებაში.

ირიდიუმ(III)-ის ჰიდროქსიდის ($Ir(OH)_3$) მიღება შეიძლება ნატრიუმის ჰექსაქლორირიდიუმ(III)-ის ხსნარზე ტუტის მოქმედებით ($Na_3[IrCl_6] + 3NaOH = Ir(OH)_3 + 6NaCl$).

ირიდიუმ (IV)-ის ჰიდროქსიდი ($Ir(OH)_4$) მიიღება ირიდიუმ(III)-ის ჰიდროქსიდის ჰაერზე დაუანგვით ($4Ir(OH)_3 + O_2 + 2H_2O = 4Ir(OH)_4$). მისი მიღება ასევე შეიძლება ირიდიუმის ტეტრაქლორიდის ცხელი ტუტით დამუშავების დროს – წარმოიქმნება ირიდიუმ(IV)-ის ჰიდროქსიდი ლურჯი ნალექის სახით ($IrCl_4 + 4KOH = Ir(OH)_4 + 4KCl$). იგი იხსნება მარილმუცავასა და ბრომწყალბადმუცავაში ირიდიუმ(IV)-ის შესაბამისი კომპლექსური მუცავების წარმოქმნით ($Ir(OH)_4 + 6HCl = H_2[IrCl_6] + 4H_2O$, $Ir(OH)_4 + 6HBr = H_2[IrBr_6] + 4H_2O$).

ირიდიუმისა და მისი ჰიდროქსიდური ნაერთებისგან ამზადებენ კათოდებს, კონტაქტორებს, შიგაწვის ძრავების სანთლების გამტარებს, ლაბორატორიულ ჭურჭელსა და ინსტრუმენტებს. ზოგიერთი მათი ნაერთი გამოიყენება როგორც კატალიზატორი, ხოლო შენადნობები – თერმოელემენტების, ქიმიური აპარატურისა და საზომი ეტალონების დასამზადებლად აგრეთვე საიუველირო საქმეში.

პალადიუმ(II)-ის ჰიდროქსიდი ($Pd(OH)_2$) შეიძლება მივიღოთ პალადიუმ(II)-ის მარილის ხსნარის ტუტესთან დუდილის დროს ($PdCl_2 + 2NaOH = Pd(OH)_2 + 2NaCl$). პალადიუმ(II)-ის ჰიდროქსიდი არის ყავისფერ-წითელი, ცუდად იხსნება წყალში, ხოლო კარგად – მუცავაში ($Pd(OH)_2 + H_2SO_4 = PdSO_4 + 2H_2O$).

პალადიუმ(IV)-ის ჰიდროქსიდი ($Pd(OH)_4$) მიიღება კალიუმის ჰექსაქლორპალადიუმ(IV)-ის დამუშავებისას ტუტით ($K_2[PdCl_6] + 4KOH = Pd(OH)_4$ ანუ $PdO_2 \cdot 2H_2O$ (პალადიუმის ჰიდრატირებული დიოქსიდი) $+ 6KCl$). იგი გამოილეკება წითელი ნალექის სახით, იხსნება განზავებულ მუცავასა ($Pd(OH)_4 + 2H_2SO_4 = Pd(SO_4)_2 + 4H_2O$) და ტუტის კონცენტრირებულ ხსნარში ($Pd(OH)_4 + 4NaOH = Na_4[Pd(OH)_8]$).

პალადიუმი და მისი ჰიდროქსიდნაერთები გამოიყენება სპილენძისა და ვერცხლის ნაკეთობების დაცვისა და დეკორატიული დაფარვისათვის. ქიმიურ ლაბორატორიებში იყენებენ მრავალი რეაქციის კატალიზატორად. მათი შენადნობები ოქროსთან, ვერცხლთან, სპილენძსა და ირიდიუმთან გამოიყენება სტომატოლოგიაში, საიუველირო საქმეში და ა.შ.

ლანთანოიდ(III)-ის ჰიდროქსიდები ($Ln(OH)_3$, სადაც $Ln = Ce, Pr, Nd$ და ა.შ.)
 მიიღება ლანთანოიდ(III)-ის შესაბამის მარილებსა და ტუტეებს შორის მიმოცვლის რეაქციებით ($LnCl_3 + 3KOH = La(OH)_3 + 3KCl$). მწკრივში $Ce^{3+} \dots Lu^{3+}$ რადიუსთა შემცირების შესაბამისად რამდენადმე სუსტდება ჰიდროქსიდთა ფუძური ხასიათი, მცირდება მათი თერმული მდგრადობა და ხსნადობა, მაგ., იტერბიუმისა (Yb) და ლუტეციუმის (Lu) ჰიდროქსიდები ამფოტერულია, იხსნება ტუტეებში შესაბამისი ტეტრაჰიდროქსოკომპლექსების წარმოქმნით ($Yb(OH)_3 + KOH = K[Yb(OH)_4]$ და $Lu(OH)_3 + NaOH = Na[Lu(OH)_4]$). ლანთანოიდ(III)-ის ჰიდროქსიდების მჟავაში გახსნით მიიღება მარილი ($2Ln(OH)_3 + 3H_2SO_4 = La_2(SO_4)_3 + 6H_2O$).

ცერიუმ(IV)-ის ჰიდროქსიდი ($Ce(OH)_4$) მიიღება ცერიუმ(III)-ის ჰიდროქსიდის ჰაერზე დაჟანგვით ან ცერიუმ(IV)-ის მარილზე ტუტის მოქმედებით ($4Ce(OH)_3 + O_2 + 2H_2O = 4Ce(OH)_4$, $CeCl_4 + 4KOH = Ce(OH)_4 + 4KCl$). ცერიუმ(IV)-ის ჰიდროქსიდი, ცერიუმ(III)-ისგან განსხვავებით, ამჟღავნებს ამფოტერულ თვისებებს, ურთიერთქმედებს როგორც მჟავასთან ($Ce(OH)_4 + 2H_2SO_4 = Ce(SO_4)_2 + 4H_2O$), ისე ტუტეებთან ($Ce(OH)_4 + 2NaOH = Na_2[Ce(OH)_6]$) შესაბამისი ნაერთების წარმოქმნით. ცერიუმ(IV)-ის ნაერთები, ზოგიერთის გამოკლებით, არამდგრადი და ძლიერი მჟანგავია ($2Ce(OH)_4 + 8HCl = 2CeCl_2 + 2Cl_2 + 8H_2O$). კიდევ უფრო ნაკლებმდგრადი და ძლიერი მჟანგავებია პრაზეოლიმ(IV)-ისა და ტერბიუმ(IV)-ის ნაერთები.

ლანთანოიდები და მათი ჰიდროქსიდები დიდი რაოდენობით გამოიყენება მინის მრეწველობაში. ცერიუმშემცველი მინა არ მკრთალდება რადიოაქტიური სხივების მოქმედებით და გამოიყენება ატომურ ტექნიკაში. ლანთანოიდები შედის ოპტიკური მინების შედგენილობაში. ლანთანოიდების ოქსიდებს იყენებენ მინების გასაუფერულებლად და მათთვის სხვადასხვა შეფერილობის მისაცემად. ლანთანოიდთა ჰიდროქსიდებსა და ოქსიდებს დიდი გამოყენება აქვთ ფაიფურის, ჭიქურისა და მინანქრის ნაწარმის შესაფერადებლად.

აქტინოიდ(III)-ის ჰიდროქსიდები ($Ac(OH)_3$, სადაც $Ac = Th, Pa, U$ და სხვ.),
 ლანთანოიდთა ჰიდროქსიდების მსგავსად, სუსტად იხსნება წყალში და ამჟღავნებს მკაფიოდ გამოსახულ ფუძოვან თვისებებს – ადვილად ურთიერთქმედებენ მჟავებთან, შესაბამისი ნაერთების წარმოქმნით ($Ac(OH)_3 + 3HCl = AcCl_3 + 3H_2O$, $Ac(OH)_3 + 3HNO_3 = Ac(NO_3)_3 + 3H_2O$).

აქტიონიდ(IV)-ის ჰიდროქსიდებისათვის ($Ac(OH)_4$) დამახასიათებელია საკმაოდ სუსტი ფუძური თვისებები და ისინი ურთიერთქმედებენ მხოლოდ ძლიერ მჟავებთან შესაბამისი ნაერთების წარმოქმნით

$$(Ac(OH)_4 + 4HCl = AcCl_4 + 4H_2O, \quad Ac(OH)_4 + 2H_2SO_4 = Ac(SO_4)_2 + 4H_2O).$$

აქტიონიდ(IV)-ის ნაერთებიდან წყალში კარგად ხსნადია ნიტრატები, ზომიერად – სულფატები, ხოლო ცუდად – ფოსფატები, კარბონატები, იოდატები და სხვ. აქტიონიდ(IV)-ის მარილები განიცდის ძლიერ ჰიდროლიზს.

ურან(VI)-ის ჰიდროქსიდში ფუძური თვისებები სჭარბობს მჟავურს და ქიმიური ქცევის მიხედვით იგი შეიძლება განვიხილოთ როგორც $UO_2(OH)_2$ ტიპის ფუძე, რომელიც ადვილად ურთიერთქმედებს მჟავასთან ურანილის კატიონის UO_2^{2+} წარმოებულის წარმოქმნით ($UO_2(OH)_2 + 2HNO_3 = UO_2(NO_3)_2 + 2H_2O$). ურანილის UO_2^{2+} წარმოებულების ჰიდროლიზი შექცევადი პროცესია ($UO_2(NO_3)_2 + 2H_2O = UO_2(OH)_2 + 2HNO_3$). ურან(VI)-ის ჰიდროქსიდი მჟავურ თვისებებს ამჟღავნებს მხოლოდ ტუტესთან შედნობის დროს ($H_2UO_4 + 2NaOH = Na_2UO_4 + 2H_2O$).

აქტიონიდებისა და მათი ნაერთების გამოყენება დაკავშირებულია შიგაატომური ენერჯის გამოყენების პრობლემასთან. თორიუმის ბუნებრივ იზოტოპზე (^{232}Th) ნეიტრონების მოქმედებით წარმოქმნილი ურანის იზოტოპი (^{233}U) გამოიყენება ბირთვულ საწვავად ატომურ რეაქტორებში. თავად თორიუმი იხმარება, აგრეთვე, როგორც მაღეგირებელი კომპონენტი ბევრ შენადნობში, რომლებიც გამოირჩევიან მცირე სიმკვრივით, მაღალი სიმტკიცითა და ქიმიური მდგრადობით მაღალ ტემპერატურაზე.

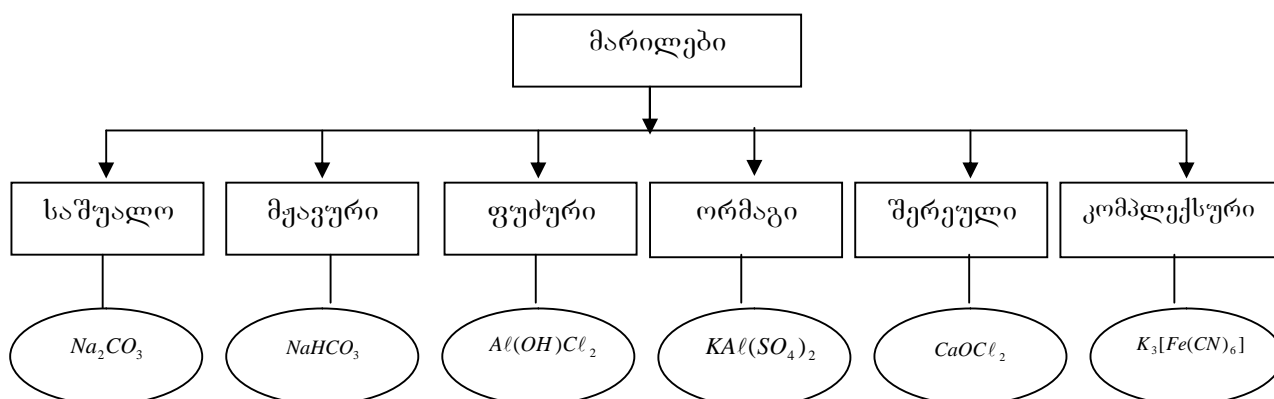
ურანის ზოგიერთ ნაერთს იყენებენ ფლუორესცირებადი მინის წარმოებასა და ფოტოგრაფიაში.

III თავი. მარილი

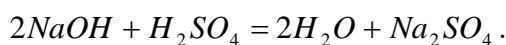
ელექტროლიტური თეორიის თვალსაზრისით ნაერთთა ამ კლასის წარმომადგენელს – მარილს – შეიძლება მიეცეს ასეთი განსაზღვრა: მარილი არის ელექტროლიტი, რომელიც წყალში გასხნისას ან დნობისას დისოცირდება მეტალის ან სხვა, უფრო რთულ კატიონებად (მაგალითად NH_4^+ , UO_2^{2+} , $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$) და მუავას ნაშთის ანიონებად (Cl^- , S^{2-} , NO_3^- , SO_4^{2-} და ა.შ.).

3.1. მარილთა კლასიფიკაცია

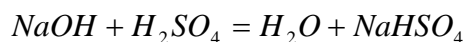
ელექტროლიტური თეორიის თვალსაზრისით მარილი არსებობს ექვსი სხვადასხვა ტიპის:



1. **საშუალო მარილი** – მარილი, რომელიც წარმოიქმნება ფუძით მუავის სრული განეიტრალების (წყალბადის ყველა კატიონის მეტალის კატიონით ჩანაცვლების) შედეგად:



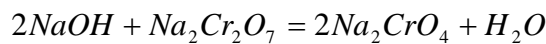
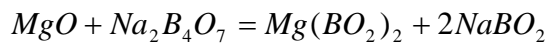
2. **მუავური მარილი** – მარილი, რომელიც წარმოიქმნება ფუძით მუავას არასრული განეიტრალების (არ ხდება წყალბადის ყველა კატიონის ჩანაცვლება მეტალის კატიონით) შედეგად:



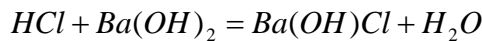
ასეთი ტიპის მარილები შეიძლება წარმოიქმნას მხოლოდ მრავალფუძიანი მუავით. H_2SO_4 მრავალფუძიანი მუავაა, რომლის სრული განეიტრალების დროს წარმოიქმნება საშუალო მარილი Na_2SO_4 , ხოლო მეტალით წყალბადის ერთი კატიონის ჩანაცვლებისას – მუავური მარილი $NaHSO_4$.

H_3PO_4 – სამფუძიანი მჟავაა, რომელშიც შესაძლებელია თანმიმდევრობით წყალბადის ერთი, ორი ან სამივე კატიონის ჩანაცვლება მეტალით. ამ მჟავას ფუძით განეიტრალების შედეგად წარმოიქმნება მარილთა სამი მწკრივი: NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4 და Na_3PO_4 .

საერთოდ, მჟავურ მარილებს მიეკუთვნება ისეთი მარილები, რომლებშიც მჟავურ ოქსიდთა მოლეული შემცველობა მეტია ფუძური ოქსიდის მოლეულ შემცველობაზე, მაგალითად, $Na_2B_4O_7$, $Na_2Cr_2O_7$, $Na_2S_2O_7$, $Na_4P_2O_7$. ფუძურ ოქსიდებთან და ჰიდროქსიდებთან რეაქციის დროს ეს მარილები გარდაიქმნება საშუალო მარილებად:



3. ფუძური მარილი – მარილი, რომელიც წარმოადგენს მჟავით მრავალმჟავური ფუძის არასრული განეიტრალების პროდუქტს:



4. ორმაგი მარილი – მარილი, რომლის შედგენილობაში შედის მხოლოდ ერთი სახის ანიონი და სხვადასხვა კატიონი, მაგალითად, $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$.

5. შერეული მარილი – მარილი, რომლის შედგენილობაში შედის ერთი სახის კატიონი და სხვადასხვა მჟავას ანიონები, მაგალითად, ქლორიანი კირი $CaCl(OCl)$.

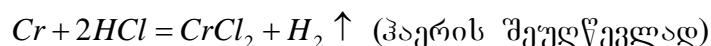
6. კომპლექსური მარილი – მარილი, რომელსაც აქვს რთული კატიონები და ანიონები და რომელშიც ბმა წარმოქმნილია დონორულ-აქცეპტორული მექანიზმით. ასეთი მარილის მოლეკულური ფორმულის დაწერისას კომპლექსური კატიონი ან ანიონი ჩაისმება კვადრატულ ფრჩხილებში, მაგალითად, $K_3[Fe(CN)_6]$, $K[BF_4]$, $Na[Al(OH)_4(H_2O)_2]$, $[Ag(NH_3)_2]OH$, $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$.

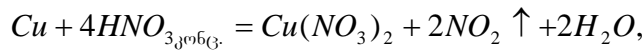
3.2. მარილის მიღების ხერხები

მარილი შეიძლება მივიღოთ ქვემოთ წარმოდგენილი ხერხებით.

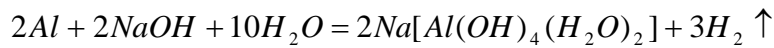
1. მეტალის ურთიერთქმედებით –

ა) მჟავასთან:

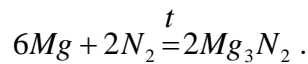
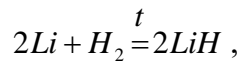
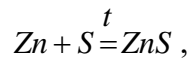
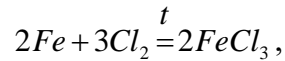




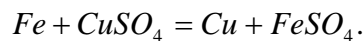
ბ) ტუტესთან:



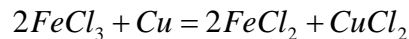
2. მეტალის გახურებით არამეტალთან ინერტულ ატმოსფეროში



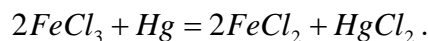
3. მარილიდან მეტალის გამოძევა სხვა მეტალით, რომელიც ძაბვითა მწკრივში მდებარეობს მარილის შედგენილობაში შემავალ მეტალამდე:



ამასთან, გასათვალისწინებელია ის გარემოება, რომ, თუ მარილის შედგენილობაში შემავალი მეტალი ავლენს ცვალებადი ჟანგვის ხარისხს, მაშინ იგი შეიძლება აღდგენილ იქნეს მისგან მარჯვნივ მდებარე, უფრო დაბალი ჟანგვის ხარისხის მქონე მეტალით:

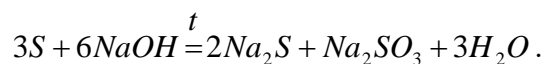


ამ რეაქციამ გამოყენება პოვა ელექტრომრეწველობაში საბეჭდი დანადგარების პლატების დასამზადებლად.

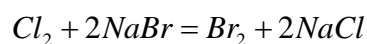


ამაზეა დამოკიდებული შენობათა სათავსოების გასუფთავება დაღვრილი ვერცხლისწყლისგან.

4. არამეტალის ურთიერთქმედებით ტუტესთან:

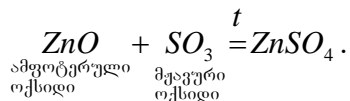
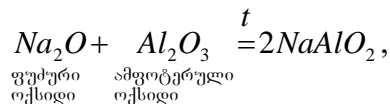
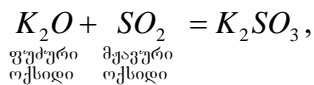


5. აქტიური არამეტალით ნაკლებად არააქტიური არამეტალის მარილიდან გამოძევებით:

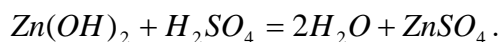
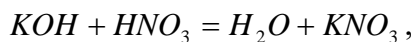


ამ შემთხვევაში უფრო ელექტროუარყოფითი არამეტალი (ქლორი) გამოაძეგებს ნაკლებად ელექტროუარყოფითს (ბრომს).

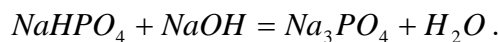
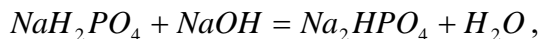
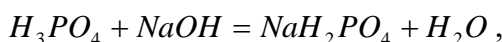
6. ორი სხვადასხვაგვარი ოქსიდის ურთიერთქმედებით:



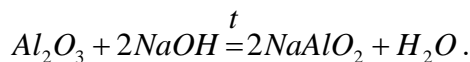
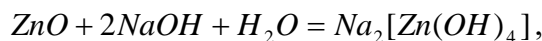
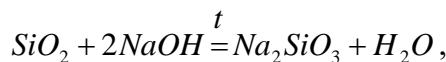
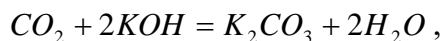
7. ფუძით (ან ამფოტერული ჰიდროქსიდით) მჟავას ნეიტრალიზაცია:



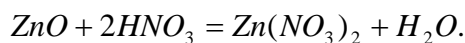
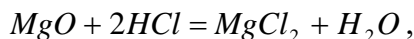
მრავალფუძიანი (ან მრავალმჟავური ფუძის) შემთხვევაში შესაძლებელია მჟავური (ან ფუძური) მარილის წარმოქმნა, რეაქციაში შესული, მჟავას ან ფუძის ფარდობით რაოდენობაზე დამოკიდებულებით:



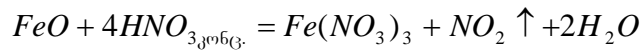
8. მჟავური ან ამფოტერული ოქსიდის ფუძეში გახსნით ან მასთან შედნობით:



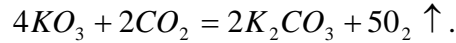
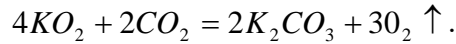
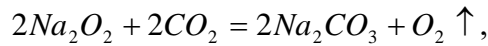
9. ფუძური ან ამფოტერული ოქსიდის მჟავასთან ურთიერთქმედებით:



ამასთან აუცილებელია გათვალისწინებულ იქნეს წარმოქმნილი ოქსიდის კატიონის ჟანგვა, უფრო მაღალ ჟანგვის ხარისხამდე:

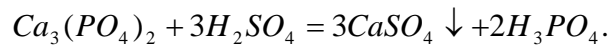
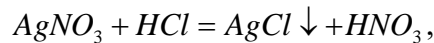


10. პეროქსიდის, ზეპეროქსიდის და ოზონიდის ურთიერთქმედებით მჟავურ ოქსიდთან:



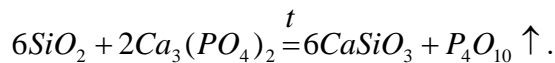
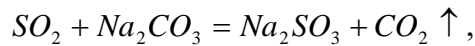
ეს რეაქციები საფუძვლად უდევს ჰაერის რეგენერაციას დახშულ სივრცეებში (წყალქვეშა ნაგები, კოსმოსური ხომალდები, იზოლირებული აირწინალები).

11. მჟავას ხსნარის წარმოქმნით წყალში უხსნარი მარილის დალექვით:

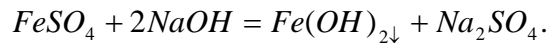


მიღებული მარილი არ უნდა გაიხსნას წარმოქმნილ მჟავაში.

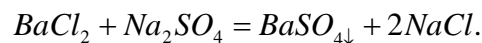
12. მჟავური ოქსიდის ურთიერთქმედებით მარილთან:



13. მარილიდან ხსნადი ტუტით უხსნარი ჰიდროქსიდის გამოლექვით:

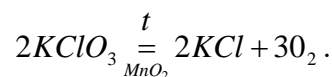
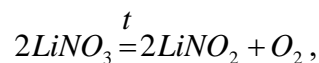


14. ერთი უხსნარი მარილის, როგორც მარილებს შორის მიმოცვლის რეაქციის შედეგის წარმოქმნით:

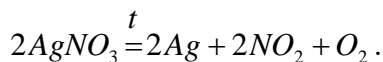


15. მარილის თერმული დაშლით:

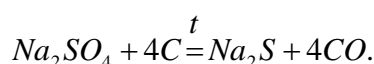
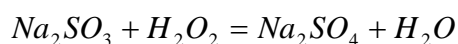
მარილის დაშლის ხარისხი განისაზღვრება კატიონის მუხტის (n^+) ფარდობით მის რადიუსთან. რაც მეტი იქნება ეს ფარდობა, მით უფრო „ღრმა“ იქნება დაშლის ხარისხი.



ზოგიერთ შემთხვევაში მარილის დაშლაში განმსაზღვრელ როლს ასრულებს მეტალის კატიონის შევსებული 18-ელექტრონიანი ქვედონეც:



16. მარილის ანიონის შედგენილობაში შემავალი, მარილწარმომქმნელი ელემენტის უანგვით ან აღდგენით:



3.3. მარილის ფიზიკური თვისებები

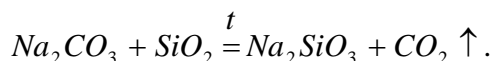
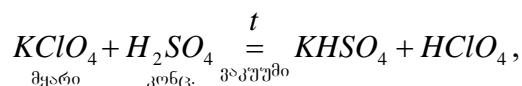
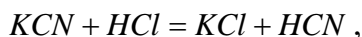
მარილი არსებობს მრავალგვარი – სხვადასხვა სიმაგრისა და სიმკვრივის, წყალხსნარისა და ნაღობის განსხვავებული ელექტროგამტარობის, მყარი კრისტალური ნივთიერების, შედარებით მაღალი დნობისა და დუღილის ტემპერატურით. წყალში ხსნადობის მიხედვით – კარგად ხსნადი, მცირედ ხსნადი და პრაქტიკულად უხსნარი მარილი. უნდა გვახსოვდეს, რომ:

1. ნატრიუმისა და კალიუმის ყველა მარილი ხსნადია;
2. ყველა ნიტრიტი და ნიტრატი ხსნადია;
3. ამონიუმის (NH_4^+) ყველა მარილი ხსნადია;
4. ყველა ქლორიდი ხსნადია (გარდა $AgCl$, Hg_2Cl_2 , $CuCl$, ხოლო $PbCl_2$ მცირედ ხსნადია);
5. ყველა სულფატი ხსნადია (გარდა BaO_4 , $PbSO_4$), ხოლო $CaSO_4$ და Ag_2SO_4 – მცირედ ხსნადი;
6. ყველა სულფიდი უხსნარია, გარდა ტუტე მეტალებისა და ამონიუმის სულფიდებისა;
7. ყველა სულფიტი, ფოსფატი, კარბონატი უხსნარია, გარდა ნატრიუმისა და კალიუმის შესაბამისი მარილებისა;
8. ყველა აცეტატი ხსნადია.

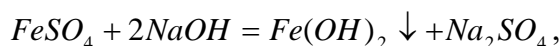
3.4. მარილის ქიმიური თვისებები

მარილს შეუძლიათ ურთიერთქმედება:

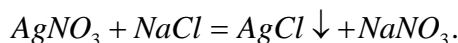
1. მჟავასთან ან მჟავურ ოქსიდთან (ძლიერი ან ნაკლებაქროლადი მჟავა გამოადეგებს სუსტ ან ნაკლებაქროლადს, არამდგრადი მჟავას მარილებიდან):



2. ფუძესთან (ძლიერი ან ნაკლებაქროლადი ფუძე ადეგებს სუსტ ან უფრო აქროლად ფუძეს მარილიდან):

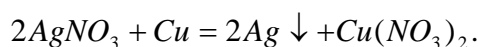


3. მარილთან:

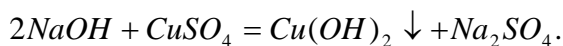
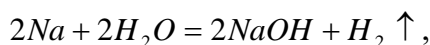


ელექტროლიტებს შორის მიმოცვლის რეაქციის განტოლების შედგენისას, აუცილებელია ბოლომდე გავითვალისწინოთ რეაქციის მიმდინარეობის პირობები და გამოვიყენოთ ფუძეების, მჟავების და მარილების ხსნადობის ცხრილი (იხ. დანართი, გვ. 198).

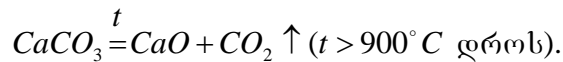
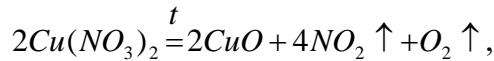
4. მეტალთან, რომელიც დაბვათა ელექტროქიმიურ მწკრივში დგას მეტალამდე, რომლის კატიონი შედის მარილის შედგენილობაში:



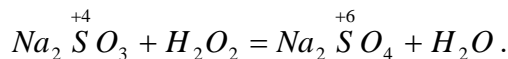
მსგავსი რეაქციების განტოლებათა შედგენისას არ უნდა გამოვიყენოთ მეტალი, რომელიც დგას ელექტროქიმიურ დაბვათა მწკრივში მაგნიუმამდე, რადგან ეს მეტალი, უპირველეს ყოვლისა, ურთიერთქმედებაში შევა წყალთან, რის შედეგადაც წარმოიქმნება ჰიდროქსიდი, რომელიც რეაგირებს მარილთან, (მაგალითად, ხსნარი $CuSO_4 + Na$):



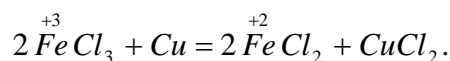
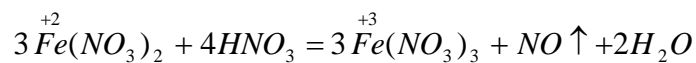
5. უანგბადშემცველი მჟავას მარილი იშლება გახურების დროს:



6. თუ მჟავაწარმოქმნელ ელემენტს აქვს რამდენიმე ჟანგვის ხარისხი, მაშინ სათანადო მჟანგავის ან აღმდგენის გამოყენებით შეიძლება გადასვლა ერთი მჟავას მარილიდან მეორე მჟავას მარილზე, რომლებშიც ერთი და იგივე მჟავაწარმოქმნელი ელემენტი იმყოფება ჟანგვის სხვა ხარისხში.



ანალოგიურად, თუ მეტალი, რომელიც შედის მარილის შედგენილობაში ავლენს სხვადასხვა ჟანგვის ხარისხს, მაშინ შეიძლება გადასვლა ერთი მარილიდან მეორეზე, რომელშიც მეტალი იქნება ჟანგვის სხვა ხარისხში:



IV თავი. მარილის ჰიდროლიზი

ნეიტრალიზაციის რეაქციით მარილის მიღებისას მოსალოდნელი იყო, რომ საშუალო მარილის წყალხსნარს ნეიტრალური რეაქცია ექნებოდა. მაგრამ გაირკვა, რომ მრავალი საშუალო მარილის წყალხსნარს აქვს ტუტე ($pH > 7$) ან მჟავა ($pH < 7$) რეაქცია, თუმცა მათ შედგენილობაში არ შედის არც წყალბადის (H^+) და არც ჰიდროქსიდის (OH^-) იონები. ამასთან, აღსანიშნავია, რომ წყალი უმნიშვნელოდ დისოცირდება შემადგენელ წყალბად- და ჰიდროქსიდ- იონებად, მაგრამ მიუხედავად ამისა, სწორედ წყლის დისოციაციით შეიძლება აიხსნას ისეთი მნიშვნელოვანი მოვლენა, როგორცაა ნივთიერებათა **ჰიდროლიზი** (ბერძნ. hidroz – წყალი, lysis - დაშლა).

ჰიდროლიზის მოვლენას **სარენიუსის თეორია** ხსნის წყლის დისოციაციით მიღებული იონების (H^+ და OH^-) ურთიერთქმედებით გახსნილი ნივთიერების იონებთან. მიუხედავად იმისა, რომ წყალში H^+ და OH^- იონების კონცენტრაცია ძალიან მცირეა, ისინი წონასწორობაში იმყოფება წყლის უამრავ არადისოცირებულ მოლეკულასთან. გახსნილი ნივთიერების იონებთან წყლის

რომელიმე იონის (H^+ ან OH^-) დაკავშირება არღვევს წონასწორობას, რაც იწვევს წყლის ახალ-ახალი მოლეკულების დისოციაციას. შესაბამისად, ხსნარში მნიშვნელოვანი რაოდენობით გროვდება წყლის წყალბად (H^+)- ან ჰიდროქსიდ (OH^-)- იონი, რის გამოც ხსნარი მუავა ან ტუტე რეაქციას ავლენს.

ამრიგად, ჰიდროლიზი არის ნივთიერების დაშლა წყლით. მოცემულ შემთხვევაში გვინტერესებს მარილთა ჰიდროლიზი.

გახსნილ მარილის იონების M^{n+} და A^{n-} (სადაც M^{n+} არის მეტალის, ხოლო A^{n-} - მუავას ნაშთის იონი, შესაბამისი დადებითი და უარყოფითი n - მუხტებით) ურთიერთქმედებას წყლის (H^+ და OH^-) იონებთან, რის შედეგადაც წარმოიქმნება სუსტი ელექტროლიტი (სუსტი მუავა, სუსტი ფუძე ან ორივე ერთად), მარილის ჰიდროლიზი ეწოდება.

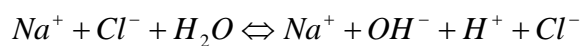
მარილის ჰიდროლიზის პროცესი უმრავლეს შემთხვევაში შექცევადია.

იმის მიხედვით, თუ რა სიძლიერის ფუძისა და მუავასგან არის წარმოქმნილი მარილი მისი ჰიდროლიზი განსხვავებულად წარიმართება:

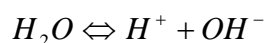
1. ძლიერი ფუძისა და ძლიერი მუავასგან წარმოქმნილი მარილი (KNO_3 , $NaCl$, Na_2SO_4) არ ჰიდროლიზდება, რადგან მისი იონების წყალთან ურთიერთქმედებით სუსტი ელექტროლიტი არ მიიღება, ხოლო წყლის დისოციაციის შედეგად წყალბადისა და ჰიდროქსიდის იონების კონცენტრაცია უმნიშვნელოა (წყლის დისოციაციის ხარისხი, ოთახის ტემპერატურაზე, 10^{-9} -ის ტოლია, ე.ი. წყლის ყოველი მილიარდი მოლეკულიდან მხოლოდ ერთი მოლეკულა დისოცირდება H^+ და OH^- იონებად), ამიტომ წყლის დისოციაციის წონასწორობა არ ირღვევა და ასეთი მარილის ხსნარს აქვს ნეიტრალური რეაქცია:



ან იონურ-მოლეკულური ფორმით:



რეაქციის განტოლების მარცხენა და მარჯვენა ნაწილში ერთნაირი იონების შეკვეცის შემდეგ დარჩება წყლის დისოციაციის განტოლება:

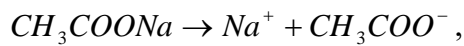


აქედან გამომდინარე, ხსნარში არ არის ჭარბი წყალბადისა (H^+) და ჰიდროქსიდის (OH^-) იონები; ამათ გარდა, წყალში არავითარი სხვა სუსტად

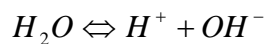
დისოცირებადი ან ძნელად ხსნადი ნაერთები არ წარმოიქმნება და ამის გამო წყლის დისოციაციის წონასწორობაც არ დაირღვევა.

ამრიგად, ძლიერი ფუძისა და ძლიერი მჟავას ურთიერთქმედების შედეგად წარმოქმნილ მარილის ხსნარში არე პრაქტიკულად ნეიტრალური ($pH \approx 7.0$) რჩება, ე.ი. ასეთი მარილი ჰიდროლიზს არ განიცდის.

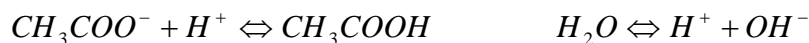
2. ძლიერი ფუძისა და სუსტი მჟავასაგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზი. ძლიერი ფუძისა და სუსტი მჟავას მიერ წარმოქმნილი მარილის (Na_2CO_3 , KNO_2 და სხვ.) ჰიდროლიზს ეწოდება, აგრეთვე, ჰიდროლიზი ანიონის მიხედვით. განვიხილოთ ნატრიუმის აცეტატის წყალხსნარში მიმდინარე პროცესი. ნატრიუმის აცეტატი (CH_3COONa) ძლიერი ელექტროლიტია, წყალში გახსნისას მთლიანად დისოცირდება იონებად:



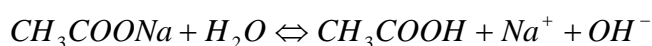
წყალი ძლიერ უმნიშვნელოდ, მაგრამ მაინც დისოცირდება:



მარილის დისოციაციის შედეგად მიღებული Na^+ და CH_3COO^- იონებიდან, ნატრიუმის კატიონი Na^+ ვერ ბოჭავს ხსნარში არსებულ ჰიდროქსიდის OH^- ანიონს და ვერ წარმოქმნის ნატრიუმის ჰიდროქსიდს ($NaOH$), რადგან ეს უკანასკნელი ძლიერი ელექტროლიტია და ხსნარში მხოლოდ იონების (Na^+ და OH^-) სახით არსებობს. რაც შეეხება სუსტი ძმარმჟავას ანიონს – აცეტატიონს - CH_3COO^- , იგი უერთდება H^+ იონს და წარმოქმნის სუსტი ელექტროლიტის – ძმარმჟავას (CH_3COOH) მოლეკულას. წყალბადიონთა შებოჭვა არღვევს წყლის დისოციაციის წონასწორობას, რის გამოც წყლის ახალი მოლეკულები იშლება იონებად. ეს პროცესი გრძელდება წონასწორობის დამყარებამდე:



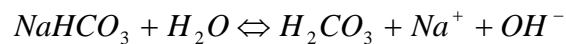
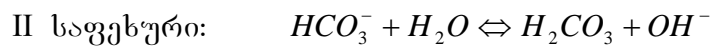
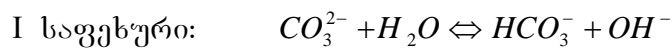
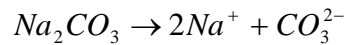
ამ განტოლებათა შეჯამებით მიიღება:



ამრიგად, სუსტი ელექტროლიტის (CH_3COOH) წარმოქმნის გამო წყლის დისოციაციის იონური წონასწორობა გადაიხრება მარჯვნივ და წარმოიქმნება ჰიდროქსიდ-იონების (OH^-) სიჭარბე, რის შედეგადაც ნატრიუმის აცეტატის

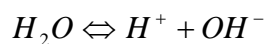
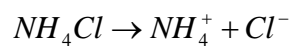
(CH_3COONa) წყალხსნარს ტუტე რეაქცია ექნება. შესაბამისად, მარილთა ხსნარებს, რომლებიც წარმოქმნილია ძლიერი ფუძით და სუსტი მჟავათი, აქვს ფუძე რეაქცია ($pH > 7$).

მრავალფუძიანი (ორ-, სამფუძიანი ანიონების დროს და ა.შ.) სუსტი მჟავასა და ძლიერი ფუძისგან მიღებული მარილის ჰიდროლიზი საფეხურებად – მჟავა მარილებისა და ბოლოს სუსტი მჟავას – სუსტი ელექტროლიტის წარმოქმნით, მიმდინარეობს:

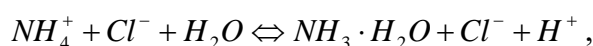


აღსანიშნავია, რომ ჩვეულებრივ პირობებში მარილთა ჰიდროლიზის პირველი საფეხური მიმდინარეობს უფრო ძლიერად, ვიდრე მეორე და ა.შ. საფეხური, რადგან ხსნარში ჰიდროქსიდ-იონების (OH^-) კონცენტრაციის ზრდა მარცხნივ გადახრის წონასწორობას.

3. ძლიერი მჟავასა და სუსტი ფუძისგან წარმოქმნილი მარილი. ძლიერი მჟავათი და სუსტი ფუძით მიღებული მარილის ($CuCl_2$, $FeCl_3$ და სხვ.) ჰიდროლიზს ეწოდება, აგრეთვე ჰიდროლიზი კატიონის მიხედვით. განვიხილოთ ამონიუმის ქლორიდის (NH_4Cl) წყალხსნარში მიმდინარე პროცესი. იგი ძლიერი ელექტროლიტია და წყალში მთლიანად დისოცირდება შემადგენელ იონებად:

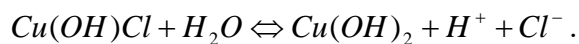
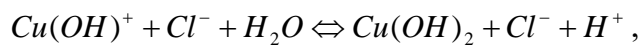
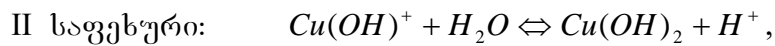
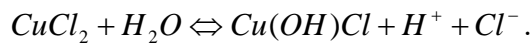
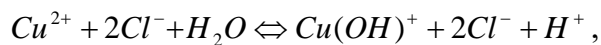
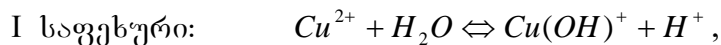
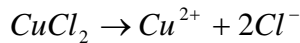


ქლორის იონი (Cl^-) არ მონაწილეობს ჰიდროლიზის რეაქციაში, რადგან არ შეუძლია შებოჭოს წყალბადის (H^+) იონი, რადგან მარილმჟავა (HCl) ძლიერი ელექტროლიტია და წყალში მთლიანად დისოცირებულია იონებად.

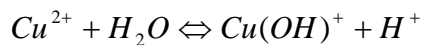
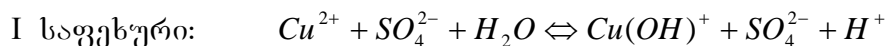


ამრიგად, NH_4Cl ჰიდროლიზის შედეგად ხსნარში დაგროვდება წყალბადის იონები (H^+), უფრო სწორად ჰიდროქსონიუმის ($H^+ + H_2O = H_3O^+$) იონები, რის შედეგადაც ხსნარს ექნება მჟავა არე ($pH < 7$).

მრავალფუძური (მრავალმუხტიანი კატიონის შემცველი) სუსტი ფუძისა და ძლიერი მჟავასგან მიღებული მარილის ჰიდროლიზი საფეხურებად მიმდინარეობს ფუძე მარილის წარმოქმნით. მაგალითად, სპილენძ(II)-ის ქლორიდი ორ საფეხურად ჰიდროლიზდება:



ჩვეულებრივ პირობებში, ჰიდროლიზის II საფეხური თითქმის არ მიმდინარეობს, რაც გამოწვეულია ხსნარში H^+ იონების კონცენტრაციის ზრდით და წონასწორობის მარცხნივ გადახრით. განვიხილოთ კიდევ ერთი მაგალითი:



რადგან $CuSO_4$ ხსნარში, H^+ და $Cu(OH)^+$ დადებითად დამუხტულ იონებთან ერთად, არსებობს SO_4^{2-} უარყოფითი იონები და მოლეკულური ფორმით, ჰიდროლიზის განტოლება იქნება:

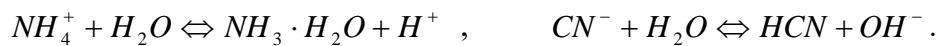


ამიტომ პრაქტიკულად ჰიდროლიზი ჩერდება პირველ საფეხურზე. შესაბამისად, მარილის ხსნარს, რომელიც წარმოქმნილია ძლიერი მჟავათი და სუსტი ფუძით, აქვს მჟავა რეაქცია ($pH < 7$).

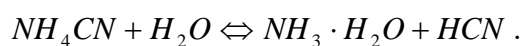
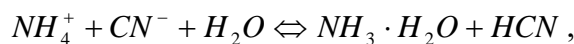
4. სუსტი ფუძისა და სუსტი მჟავასგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზი. სუსტი ფუძითა და სუსტი მჟავათი წარმოქმნილი მარილის (NH_4CN , NH_4NO_2 და სხვ.) ჰიდროლიზს ეწოდება ჰიდროლიზი კატიონისა და ანიონის მიხედვით.

ფუძისა და მჟავას, რომლისგანაც წარმოქმნილია კონკრეტული მარილი, სიძლიერეზე დამოკიდებულებით შესაძლებელია ჰიდროლიზის სამი შემთხვევა:

ა) სხვადასხვა სიძლიერის – სუსტი მჟავასა და სუსტი ფუძის ურთიერთქმედებით წარმოქმნილი ამონიუმის ციანიდის (NH_4CN) ჰიდროლიზი, რომლის $K_{NH_4OH} > K_{HCN}$ (სადაც K არის შესაბამისი ნაერთის დისოციაციის მუდმივა), გამოისახება შემდეგნაირად:



განტოლებათა შეჯამებით მიიღება:



რადგან ჰიდროლიზს განიცდის როგორც კატიონი (NH_4^+), ასევე ანიონი (CN^-), და ამავე დროს დისოციაციის მუდმივა სუსტი ამონიუმის ტუტისა შედარებით მეტია, ვიდრე სუსტი ციანმჟავასი, ე.ი. $K_{NH_4OH} > K_{HCN}$, ამიტომ წონასწორობა უფრო შესამჩნევად მარჯვნივ წაინაცვლებს, ვიდრე ამონიუმის ქლორიდისა (NH_4Cl) და ნატრიუმის ციანიდის ($NaCN$) მარილთა ჰიდროლიზის შემთხვევაში.

ამონიუმის ციანიდის (NH_4CN) ჰიდროლიზის დროს კატიონები (NH_4^+) ბოჭავს ჰიდროქსიდ-იონებს, ხოლო ანიონები (CN^-) – წყალბადის იონებს, ე.ი. კატიონის ჰიდროლიზი ხელს უწყობს ანიონის ჰიდროლიზს. $K_{NH_4OH} > K_{HCN}$ ნიშნავს, რომ CN^- - იონები უფრო მტკიცედ იკავშირებს წყალბად-იონებს, ვიდრე NH_4^+ - იონები ჰიდროქსიდის იონებს; აქედან გამომდინარე, ხსნარში თავისუფალ OH^- - იონების კონცენტრაცია შედარებით მაღალი იქნება, ვიდრე H^+ - იონების კონცენტრაცია და შესაბამისად ხსნარს ექნება სუსტი ტუტე არე.

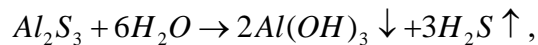
ბ) ერთნაირი სიძლიერის – სუსტი მჟავასა და სუსტი ფუძის მიერ წარმოქმნილი ამონიუმის აცეტატის შემთხვევაში:



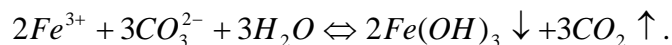
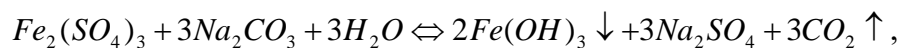
ამონიუმის ჰიდროქსიდისა (NH_4OH) და ძმარმჟავას (CH_3COOH) დისოციაციების მუდმივები (K_{NH_4OH} და K_{CH_3COOH}) პრაქტიკულად ერთნაირია და $1,8 \cdot 10^{-5}$ ტოლია. რადგან ხსნარში აცეტატ-იონებისა (CH_3COO^-) და ამონიუმის

იონების (NH_4^+) კონცენტრაციები ერთნაირია, ხოლო შესაბამისი მჟავა და ფუძე ძალით ერთმანეთის ტოლია, ამიტომ ხსნარს ექნება ნეიტრალური არე ($pH = 7$).

ვ) სუსტი მრავალფუძიანი მჟავასა და სუსტი მრავალმჟავური ფუძის ურთიერთქმედების შედეგად მიღებული მარილები – ალუმინის (Al), ქრომ(III)-ისა და რკინა(III)-ის სულფიდები, სულფატები და კარბონატები მთლიანად და შეუქცევად ჰიდროლიზდება წყალში – უხსნარი ფუძეებისა და აქროლადი ნაერთების სახით:



ჰიდროლიზის გამო, აღნიშნული მარილები წყალხსნარებში ვერ მიიღება მიმოცვლის რეაქციით:



4.1. ჰიდროლიზის ხარისხი და ჰიდროლიზის მუდმივა

მარილთა ჰიდროლიზი რაოდენობითად ხასიათდება ჰიდროლიზის ხარისხით (r_3) – ჰიდროლიზებული მარილის მოლეკულების რიცხვის (n) ფარდობით გახსნილი მარილის მოლეკულათა საერთო რიცხვთან (N):

$$r_3 = \frac{n}{N} \cdot 100\%$$

მარილთა ჰიდროლიზის პროცესი, უმრავლეს შემთხვევაში, შექცევადია. ამიტომ მისთვის მართებულია მასათა ქმედების კანონი. აქედან გამომდინარე, შეიძლება ვიპოვოთ ჰიდროლიზის მუდმივას მათემატიკური გამოსახულება.

ზოგადი სახით KA მარილისთვის (სადაც K - კატიონია, ხოლო A - ანიონი) ჰიდროლიზის რეაქცია იქნება:



ამ რეაქციის წონასწორობის მუდმივა:

$$K = \frac{[KOH][HA]}{[KA][H_2O]}.$$

რადგან $[H_2O]$ განზავებულ ხსნარში შეიძლება ჩაითვალოს მუდმივ სიდიდედ, ამიტომ $K[H_2O]$ ნამრავლი მუდმივი იქნება და მას ჰიდროლიზის მუდმივა ეწოდება. ამრიგად,

$$K_3 = \frac{[KOH][HA]}{[KA]}$$

როგორც წონასწორობის განტოლებიდან ჩანს, ხსნარში წყლის კონცენტრაციის გადიდებით (ან მარილის კონცენტრაციის შემცირებით) წონასწორობა გადაინაცვლებს მარცხნიდან მარჯვნივ. ამიტომ განზავებულ ხსნარებში მარილები ჰიდროლიზდება უკეთესად და სწრაფად, ვიდრე კონცენტრირებულში და, შესაბამისად ჰიდროლიზის ხარისხი იზრდება ხსნარის განზავების დროს. მაგალითად, კალიუმის ციანიდის ჰიდროლიზის შემთხვევაში:



$$K_3 = \frac{[KOH][HCN]}{[KCN]}$$

ხსნარის 10-ჯერ განზავების შემთხვევაში თავდაპირველად ყველა ნივთიერების - KCN , HCN , KOH , კონცენტრაცია 10-ჯერ შემცირდება. აქედან გამომდინარე, ჰიდროლიზის მუდმივას განტოლების მარჯვენა ნაწილში მრიცხველი შემცირდება 100-ჯერ, ხოლო მნიშვნელი მხოლოდ 10-ჯერ. მაგრამ ჰიდროლიზის მუდმივა, როგორც წონასწორობის ყოველგვარი მუდმივა, არ არის დამოკიდებული ნივთიერების კონცენტრაციაზე. ამიტომ ხსნარში წონასწორობა დაირღვევა. იმისათვის, რომ წონასწორობა ხელახლა დამყარდეს, კიდევ უნდა მოხდეს მარილის გარკვეული რაოდენობის ჰიდროლიზი, რის შედეგადაც გაიზრდება კალიუმის ტუტის და ციანწყალბადმჟავას კონცენტრაციები, ხოლო კალიუმციანიდის კონცენტრაცია შემცირდება. ამრიგად, მარილის ჰიდროლიზის ხარისხი გაიზრდება.

ლაბორატორიულ პრაქტიკაში ხშირად ხელს გვიშლის ჰიდროლიზი, რადგან მისი მიმდინარეობის დროს ზოგჯერ წარმოიქმნება ნალექი. ლე შატელიეს პრინციპის თანახმად შეიძლება წონასწორობაზე გავლენის მოხდენა თუ სისტემაში, რომელშიც დამყარებულია წონასწორობა შევიტანოთ რომელიმე წარმოქმნილ პროდუქტს, მოხდება ჰიდროლიზის ჩახშობა. ჰიდროლიზის ხარისხი მკვეთრად შემცირდება. ამ მეთოდს ხშირად იყენებენ ადვილად ჰიდროლიზებად მარილთა ხსნარების შესანახად. მაგალითად, თუ მოვამზადებთ რკინა(III)-ის ქლორიდის წყალხსნარს, მაშინ ჰიდროლიზის გამო ხსნარში მალე გაჩნდება ფუქე მარილის ნალექი ($FeOHCl_2$). ამ ხსნარის HCN -ით შემჟავების დროს მასში

ჭარბი რაოდენობით შეიტანება H^+ - იონები, რომელიც ჰიდროლიზის ერთ-ერთი პროდუქტია. ამის გამო, უპირატესად რეაქცია წარიმართება მარჯვნიდან მარცხნივ. ასეთ შემთხვევაში ხსნარი შეიძლება შევინახოთ ხანგრძლივი დროის განმავლობაში.

ჰიდროლიზის წონასწორობის წანაცვლება შეიძლება მოხდეს ჰიდროლიზის გაძლიერების მიმართულებით, ე.ი. ლე შატელიეს პრინციპის თანახმად, ჰიდროლიზის ერთ-ერთი პროდუქტის შებოჭვით ჰიდროლიზი გაძლიერდება და იგი შეიძლება გახდეს სრული.

წყლის მოლეკულის ელექტროლიტური დისოციაცია ტემპერატურის ზრდით მკვეთრად იზრდება, ე.ი. იზრდება H^+ და OH^- - იონების რაოდენობა, რაც ზრდის იმის შესაძლებლობას, რომ წარმოიქმნას სუსტი მჟავასა და სუსტი ფუძის მცირედ დისოცირებული მოლეკულები. ამასთან დაკავშირებით, ძლიერდება მარილის ჰიდროლიზი. მაგალითად, ნატრიუმის აცეტატის (CH_3COONa) ხსნარზე (ოთახის ტემპერატურაზე) ინდიკატორი ფენოლფტალეინის რამდენიმე წვეთის დამატებით მის კონცენტრირებულ ხსნარში გაჩნდება მხოლოდ სუსტი ვარდისფერი შეფერილობა. მაგრამ საკმარისია ხსნარის გაცხელება, რომ იგი შეიფეროს ულოსფრად, რაც მიუთითებს ჰიდროქსიდ-იონების სიჭარბეზე. ხსნარის გაცივების დროს ულოსფერი შეფერილობა ძლიერ სუსტდება, ე.ი. პროცესი შექცევადია.

ჰიდროლიზზე ტემპერატურის გავლენის თვალყურის მიდევნება შეიძლება $FeCl_3$ ხსნარის გამოყენებით, სადაც გათბობის დროს ჩნდება რკინის ფუძე მარილისა და რკინის ჰიდროქსიდის ნალექი, რაც მოწმობს მარილის ჰიდროლიზის გაძლიერებას.

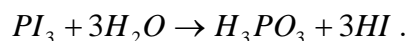
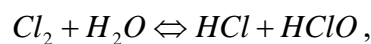
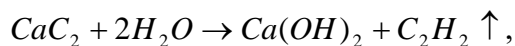
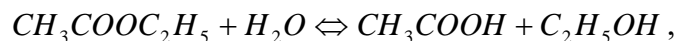
ამრიგად, ზემოთქმულის საფუძველზე შეიძლება დავასკვნათ, რომ:

- 1) ძლიერი ფუძისა და ძლიერი მჟავასგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზის ხარისხი პრაქტიკულად ნულის ტოლია;
- 2) სუსტი ფუძისა და ძლიერი მჟავასგან ან ძლიერი ფუძისა და სუსტი მჟავასგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზის ხარისხი დაახლოებით 1%-ია;
- 3) სუსტი ფუძისა და სუსტი მჟავასგან წარმოქმნილი მარილის ჰიდროლიზის ხარისხი საკმაოდ მაღალია და ზოგჯერ 100%-ს უახლოვდება;
- 4) ხსნარის განზავებით იზრდება წყლის კონცენტრაცია და წონასწორობა მარჯვნივ გადაიხრება – ჰიდროლიზის ხარისხი გაიზრდება;

- 5) ჰიდროლიზის, როგორც ნეიტრალიზაციის (ეკოთერმული რეაქცია) შებრუნებული პროცესის (ენდოთერმული რეაქცია), მიმდინარეობისას ტემპერატურის გაზრდა იწვევს წონასწორობის გადახრას (ლე შატელიეს პრინციპი) ჰიდროლიზის გაძლიერების მიმართულებით (ამ გზით შესაძლებელია ჰიდროლიზის ბოლომდე მიყვანა);
- 6) ჰიდროლიზის შედეგად ნივთიერების – აირის ან ნალექის სახით გამოყოფის შემთხვევაში ჰიდროლიზი პრაქტიკულად შეუქცევადია.

4.2. ჰიდროლიზი ზოგადად

მარილის ჰიდროლიზი ნივთიერების ჰიდროლიზის კერძო შემთხვევაა. ზოგადად ჰიდროლიზი ფართო გაგებით – ეს არის სხვადასხვა ნივთიერებასა და წყალს შორის მიმოცვლით დაშლის რეაქცია. ასეთი განსაზღვრა მოიცავს ორგანული ნაერთების – რთული ეთერების, ნახშირწყლების, ცილების, ცხიმების ჰიდროლიზს და არაორგანული ნივთიერებების – მარილების, ჰალოგენების აგრეთვე არამეტალთა ჰალოგენიდების ჰიდროლიზსაც. მაგალითად,

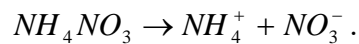


ქიმიური მრეწველობის მრავალი დარგი ჰიდროლიზურ პროცესს ეყრდნობა (სახამებლის და ცელულოზის ჰიდროლიზი, ცხიმებიდან საპნის მიღება და სხვ.). ცოცხალ ორგანიზმებში, როგორც ზემოთ ითქვა, მუდმივად მიმდინარეობს ნახშირწყლების, ცხიმების, ცილების და სხვა ორგანულ ნაერთთა ჰიდროლიზი. ამიტომ მტკიცება იმისა, რომ ჰიდროლიზი – ეს არის ნეიტრალიზაციის შებრუნებული რეაქცია, მართებულია მხოლოდ კერძო შემთხვევისათვის, ე.ი. მარილთა ჰიდროლიზისათვის.

4.3. მეტი რომ ვიცოდეთ მარილთა შესახებ

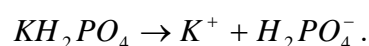
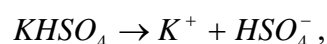
მარილი რთული ნივთიერებაა, რომლის შედგენილობაში შედის მჟავურ ნაშთთან შეერთებული მეტალის (*Na*, *Mg*, *Al* და სხვ.) ატომები ან ამონიუმის (*NH₄*) ჯგუფი.

ელექტროლიტური დისოციაციის თეორიის თანახმად – მარილი ისეთი ელექტროლიტია, რომლის დისოციაციის შედეგად წარმოიქმნება მეტალის კატიონი (*K⁺*, *Ca²⁺*, *Fe²⁺* და სხვ.) ან ამონიუმის იონი (*NH₄⁺*) და მჟავური ნაშთის ანიონები (*Cl⁻*, *NO₃⁻*, *SO₄⁻²* და სხვ.).

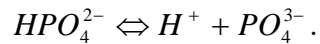
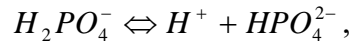
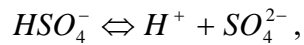


შედგენილობის მიხედვით განასხვავებენ საშუალო (*NaCl*, *KNO₃*, *CaCO₃* და ა.შ.), ფუძურ (*Fe(OH)Cl₂*, *Al(OH)(NO₃)₂*, *Cr(OH)SO₄* და ა.შ.), ორმაგ (*NaAl(SO₄)₂*, *KCr(SO₄)₂*, *LiFePO₄* და ა.შ.), შერეულ (*CaOCl₂*, *MgClNO₃*, *FeNO₃SO₄* და ა.შ.) და კომპლექსურ (*K₃[Fe(CN)₆]*, *K₄[Fe(CN)₆]*, *[Pt(NH₃)₂Cl₄]*, *[Cr(H₂O)₆]·Cl₃* და ა.შ.) მარილებს.

ნებისმიერი მარილი შეიძლება განხილულ იქნას, როგორც ფუძისა და მჟავას ურთიერთქმედების, ე.ი. ნეიტრალიზაციის რეაქციის პროდუქტი. საშუალო მარილი მიიღება სრული ნეიტრალიზაციის შედეგად ($2KOH + H_2SO_4 = 2H_2O + K_2SO_4$). თუ ფუძე აღებულია ნაკლები რაოდენობით, ვიდრე საჭიროა მჟავას სრული განეიტრალებისათვის წარმოიქმნება მჟავური მარილი ($Ca(OH)_2 + H_3PO_4 = CaHPO_4 + 2H_2O$). ამრიგად, როდესაც მჟავას მოლეკულაში მეტალის ატომებით ჩანაცვლების უნარის მქონე წყალბად-ატომების მხოლოდ ნაწილია ჩანაცვლებული მეტალის ატომებით, მიიღება მჟავური მარილი – მეტალისა და მჟავური ნაშთის გარდა, იგი შეიცავს წყალბადის ატომებსაც (*KH₂PO₄*, *Mg(H₂PO₄)₂*, *NaHCO₃*). ასეთი მარილების დისოციაცია გამოისახება განტოლებით:

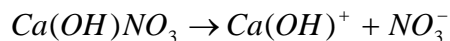


მჟავური მარილის ანიონები, როგორც სუსტი ელექტროლიტი, განიცდის შემდგომ დისოციაციას:

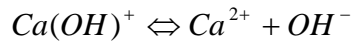


ზემოაღნიშნულიდან ნათელია, რომ მჟავური მარილი დისოცირდება საფესურებად – ჯერ ხდება მეტალის იონის მოცილება, ხოლო შემდეგ – წყალბად-იონისა (უმნიშვნელოდ). მჟავურ მარილს წარმოქმნის მრავალფუძიანი მჟავა.

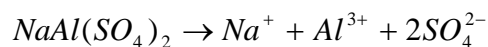
ფუძური მარილი მეტალისა და მჟავური ნაშთის გარდა, შეიცავს ჰიდროქსიდის (OH^-) ჯგუფებს ($Fe(OH)Cl_2$, $Al(OH)(NO_3)_2$, $Cr(OH)SO_4$). ეს მარილი მიიღება არასრული ნეიტრალიზაციის რეაქციით, როცა მჟავა აღებულია ნაკლები რაოდენობით, ვიდრე საჭიროა ფუძის სრული განეიტრალებისათვის ($Ca(OH)_2 + HNO_3 = Ca(OH)NO_3 + H_2O$). ე.ი. თუ ფუძის ჰიდროქსიდ-იონების მხოლოდ ნაწილია გაცვლილი მჟავური ნაშთის იონზე მიიღება ფუძური მარილი. ასეთ მარილს წარმოქმნის მრავალმჟავური ფუძე. ფუძური მარილის დისოციაცია გამოისახება განტოლებით:



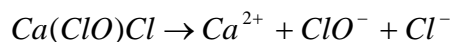
ფუძური მარილის კატიონი ძლიერ უმნიშვნელო ხარისხით განიცდის შემდგომ დისოციაციას:



ორმაგი მარილი შედგება ორი სხვადასხვა მეტალის კატიონისა და ერთი მჟავური ნაშთის ანიონისგან ($NaAl(SO_4)_2$, $KCr(SO_4)_2$, $LiFePO_4$). ასეთი მარილის დისოციაცია გამოისახება განტოლებით:

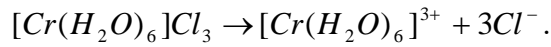


შერეული მარილი შედგება მეტალის ერთი კატიონისა და ორი სხვადასხვა მჟავას ანიონისგან ($CaOCl_2$ ანუ $Ca(ClO)Cl$). იგი დისოცირდება შემდეგი განტოლებით:



კომპლექსური მარილის შედგენილობაში შედის რთული კომპლექსური იონი (ფორმულაში ისინი კვადრატულ ფრჩხილებშია ჩასმული): $K_3[Fe(CN)_6]$, $K_4[Fe(CN)_6]$, $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$ და ა.შ. კომპლექსურ მარილს შეიძლება მივაკუთვნოთ კრისტალჰიდრატებიც – შაბიამნის ფორმულა ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$)

შეიძლება ასე დაიწეროს: $[Cu(H_2O)_4]SO_4 \cdot H_2O$. კომპლექსური მარილების დისოციაცია გამოისახება განტოლებით:



მარილის დასახელებისათვის გამოიყენება მჟავას ნაშთის მეტალური სახელწოდებები – ჯერ ასახელებენ მეტალს, ხოლო შემდეგ მჟავურ ნაშთს. უჟანგბადო მჟავას მარილში არამეტალის სახელწოდებას ემატება სუფიქსი „დი“, ხოლო ჟანგბადიანი მჟავას შემთხვევაში სახელწოდების ლათინურ ფუძეს ემატება სუფიქსი „ატი“ (არამეტალის უმაღლესი ჟანგვის ხარისხის შემთხვევაში), ან „იტი“ (არამეტალის დაბალი ჟანგვის ხარისხის შემთხვევაში). თუ არამეტალი ნაერთში ავლენს რამდენიმე ჟანგვის ხარისხს, მაშინ უმცირესი ჟანგვის ხარისხის შემთხვევაში შესაბამისი მარილის დასახელებისას იყენებენ პრეფიქსს „პიპო“, ხოლო უმაღლესი ჟანგვის ხარისხის შემთხვევაში – პრეფიქსს „პერ“.

ქვემოთ მოყვანილია ზოგიერთი მარილის მეტალური სახელწოდება:

$MeCl$ – ქლორიდები	Me_2SiO_3 – სილიკატები
MeF – ფტორიდები	Me_2CO_3 – კარბონატები
$MeBr$ – ბრომიდები	$MeNO_3$ – ნიტრატები
MeI – იოდიდები	$MeNO_2$ – ნიტრიტები
Me_2SO_4 – სულფატები	Me_3N – ნიტრიდები
Me_2SO_3 – სულფიტები	$MeMnO_4$ – პერმანგანატები
Me_2S – სულფიდები	Me_2MnO_4 – მანგანატები
Me_3PO_4 – ფოსფატები	$MeClO$ – ჰიპოქლორიტები
Me_3PO_3 – ფოსფიტები	$MeClO_2$ – ქლორიტები
$Me_4P_2O_7$ – დიფოსფატები	$MeClO_3$ – ქლორატები
Me_2CrO_4 – ქრომატები	$MeClO_4$ – პერქლორატები
$Me_2Cr_2O_7$ – დიქრომატები	

თუ მეტალი ავლენს ცვლადი ჟანგვის ხარისხს, მაშინ მარილის სახელწოდებას ემატება ამ მეტალის ჟანგვის ხარისხის მნიშვნელობის

აღმნიშვნელი რომაული ციფრი (ფრჩხილებში): $FeSO_4$ – რკინა(II)-ის სულფატი, $Fe_2(SO_4)_3$ – რკინა(III)-ის სულფატი.

მჟავური მარილის დასახელებისათვის მარილის სახელწოდებას ემატება პრეფიქსი „ჰიდრო“ ან „დიჰიდრო“ იმისდა მიხედვით, თუ რამდენი წყალბადის ატომია მჟავური ნაშთის შედგენილობაში:

$KHSO_4$ – კალიუმის ჰიდროსულფატი

$CaHPO_4$ – კალციუმის ჰიდროფოსფატი

$Ca(H_2PO_4)_2$ – კალციუმის დიჰიდროფოსფატი

$Na_2H_2P_2O_7$ – ნატრიუმის დიჰიდროპიროფოსფატი

ფუძური მარილების შემთხვევაში მჟავური ნაშთის ლათინურ სახელწოდებას ემატება პრეფიქსი „ჰიდროქსო“ ან „დიჰიდროქსო“:

$Al(OH)SO_4$ – ალუმინის ჰიდროქსოსულფატი

$Fe(OH)_2Cl$ – რკინის დიჰიდროქსოქლორიდი

შედარებით რთულია კომპლექსური სახელწოდებები. მაგ., $K_4[Fe(CN)_6]$ – კალიუმის ჰექსაციანოფერატი(II), $[Ag(NH_3)_2]Cl$ – დიამინვერცხლ(I)-ის ქლორიდი, $Na[Al(OH)_4(H_2O)_2]$ – ნატრიუმის ტეტრაჰიდროქსოდიაკვაალუმინატი (სიტყვა „აკვა“ ლათინურად ნიშნავს წყალს).

საერთაშორისო ნომენკლატურით მარილს, მჟავას ანალოგიურად, ასახელებენ. ქვემოთ მოყვანილია ზოგიერთი უანგბადიანი მჟავას მარილის სახელწოდება:

Na_2SO_4 – ნატრიუმის ტეტრაოქსოსულფატი(VI)

K_2CO_3 – კალიუმის ტრიოქსოკარბონატი(IV)

$KClO$ – კალიუმის ოქსოქლორატი(I)

$KMnO_4$ – კალიუმის ტეტრაოქსომანგანატი(VII)

$Na_2Cr_2O_7$ – ნატრიუმის ჰეპტაოქსოდიქრომატი(VI)

$(CuOH)_2CO_3$ – ჰიდროქსოჰილენბ(II)-ის ტრიოქსოკარბონატი(IV)

$Fe(OH)NO_3$ – ჰიდროქსორკინა(II)-ის ტრიოქსონიტრატი(V)

$KAl(SO_4)_2$ – კალიუმ-ალუმინის ტეტრაოქსოსულფატი(VI)

საერთაშორისო ნომენკლატურით უუანგბადო მჟავას სახელწოდება მისი ტრადიციული სახელწოდების ანალოგიურია.

ოქსიდისა და ფუძის მსგავსად მარილისთვისაც ხშირად იყენებენ სპეციფიკურ სახელწოდებას. მაგალითად, Na_2CO_3 – სარეცხი სოდა, $NaHCO_3$ – სასმელი სოდა, $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ – გლაუბერის მარილი, $(CuOH)_2CO_3$ – მალაქიტი, $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ – თაბაშირი და სხვ.

ლითიუმის ბინარული ნაერთი უფერო კრისტალური ნივთიერებაა და წარმოადგენს მარილს (ან მარილმსგავს ნაერთებს) – ქიმიური ბუნების, ხსნადობისა და ჰიდროლიზის ხასიათის მიხედვით იგი ჰგავს კალციუმისა და მაგნიუმის შესაბამის ნაერთებს. ბინარული ნაერთის და მარილების გარკვეული ნაწილი (LiF , Li_2CO_3 , Li_3PO_4 და სხვ.) ცუდად ხსნადია.

ლითიუმის ჰალიდური (LiF , $LiCl$, $LiBr$, LiI) მარილები მიიღება შესაბამისი მარტივი ელემენტების უშუალო შეერთებით, გახურების პროცესში ($2Li + Cl_2 = 2LiCl$, $2Li + Br_2 = 2LiBr$ და სხვ.) აგრეთვე ლითიუმის შესაბამის ნაერთებზე ჰალოგენწყალბადმუქავების მოქმედებით ($LiNO_3 + HF = LiF + HNO_3$, $Li_2SO_4 + 2HI = 2LiI + H_2SO_4$).

ლითიუმის ქლორიდი ($LiCl$) ძლიერ ჰიგროსკოპიული ნივთიერებაა, ადვილად განითხევა ტენიან ჰაერზე, იერთებს ამიაკს და წარმოქმნის ნაერთებს ($LiCl \cdot NH_3$, $LiCl \cdot 2NH_3$ და სხვ.). ლითიუმის ქლორიდი ადვილად შთანთქავს ნახშირბად(II)-ის ოქსიდს (CO) – ამიტომ იგი გამოიყენება წყალქვეშა ნაგებობა და კოსმოსურ ხომალდებში ჰაერის რეგენერაციისათვის.

ლითიუმის ნიტრატი ($LiNO_3$) ადვილად მიიღება მის ოქსიდზე აზოტმუქავას მოქმედებით ($Li_2O + 2HNO_3 = 2LiNO_3 + H_2O$). ლითიუმის ნიტრატი თეთრი კრისტალური ნივთიერებაა, კარგად იხსნება წყალში, სპირტში, თხევად ამიაკში. გაცხელებისას ($600^\circ C$) იშლება ($2LiNO_3 = Li_2O + 2NO_2 + 1/2O_2$).

ლითიუმის კარბონატი (Li_2CO_3) ადვილად მიიღება მის მარილის ხსნარზე კარბონატის ხსნარის მოქმედებით ($2LiCl + Na_2CO_3 = Li_2CO_3 + 2NaCl$). იგი წყალში მცირედ ხსნადია. ჰიდროკარბონატი ($LiHCO_3$) კარგად იხსნება წყალში – ამ ნიშნით იგი არსებითად განსხვავდება დანარჩენი ტუტე მეტალებისაგან (მათი ჰიდროკარბონატები მცირედ ხსნადია წყალში), მაგრამ ხსნადობის მიხედვით ჰგავს ტუტეშიწათა მეტალებს.

ლითიუმის კარბონატი გამოიყენება ლითიუმის სხვა მარილების მისაღებად. მისი ზოგიერთი მარილი გამოიყენება მედიცინაში სპეციალური

მაღამოების დასამზადებლად, აგრეთვე მსუბუქ მრეწველობაში იმისათვის, რომ ქსოვილები გააუფერულონ და შესძინონ მათ წყალგაუმტარობის თვისება.

ნატრიუმის ქლორიდი ($NaCl$, ჰალიდი, სუფრის მარილი), ნატრიუმის ყველაზე მეტად გავრცელებული ნაერთია. ნატრიუმი ადვილად შედის ურთიერთქმედებაში ჰალოგენებთან, კერძოდ, ქლორთან ($2Na + Cl_2 = 2NaCl$). ქიმიურად სუფთა ნატრიუმის ქლორიდის მისაღებად მის ნაჯერ ხსნარში გაატარებენ აირად ქლორწყალბადს (HCl), რადგან ამ დროს იზრდება ქლორიონების კონცენტრაცია, შემცირდება ნატრიუმის ქლორიდის ხსნადობა. გამოკრისტალეზულ $NaCl$ -ს გააღლობენ პლატინის ჯამში. ამგვარად მიღებული $NaCl$ გამოიყენება ტიტრიანი ხსნარის მოსამზადებლადაც.

ნატრიუმის კარბონატი (Na_2CO_3 , უწყლო ანუ კალციინირებული სოდა) თეთრი ფხვნილია, ადვილად იხსნება წყალში. ჰიდრატების წარმოქმნის გამო დიდი რაოდენობით გამოყოფს სითბოს. კრისტალჰიდრატებიდან ყველაზე მნიშვნელოვანია $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$. სოდა მრეწველობაში, ძირითადად, სოლვეის მეთოდით მიიღება – ნატრიუმქლორიდის წყალხსნარში წნევით ატარებენ ამიაკსა და ნახშირბადის დიოქსიდს (ჭარბად): $NH_3 + CO_2 + H_2O = NH_4HCO_3$, $NaCl + NH_4HCO_3 \rightleftharpoons NaHCO_3 + NH_4Cl$. ამ ოთხ მარილთაგან გამოილეკება ყველაზე ნაკლებად ხსნადი – ნატრიუმის ჰიდროკარბონატი ($NaHCO_3$) – სასმელი სოდა. გაფილტვრის შემდეგ ნალექს ახურებენ და მიიღებენ უწყლო სოდას ($2NaHCO_3 = Na_2CO_3 + CO_2 \uparrow + H_2O$). ამონიუმის ქლორიდზე ჩამქრალი კირის მოქმედებით იღებენ ამიაკს ($2NH_4Cl + Ca(OH)_2 = CaCl_2 + 2NH_3 \uparrow + 2H_2O$). ნახშირბადის დიოქსიდი (CO_2) და ამიაკი (NH_3) წარმოებას უბრუნდება.

სოდა შეიძლება მივიღოთ აგრეთვე ნატრიუმის სულფატის (Na_2SO_4), ნახშირისა (C) და კალციუმის კარბონატის მაღალ ტემპერატურაზე ერთობლივი ურთიერთქმედების შედეგად ($Na_2SO_4 + 2C + CaCO_3 = Na_2CO_3 + CaS + 2CO_2$, ამ რეაქციის ენდოთერმულობის გამო აუცილებელია მისი გახურება).

ნატრიუმის ნიტრატის ($NaNO_3$, ჩილეს გვარჯილა) მიღება მრავალი გზით შეიძლება ($NaOH + HNO_3 = NaNO_3 + H_2O$, $2Na_2CO_3 + 4NO_2 + O_2 = 4NaNO_3 + 2CO_2$, $2NaOH + NO_2 + NO + O_2 = 2NaNO_3 + H_2O$). იგი ბუნებაშიც გვხვდება ნატრიუმის იოდატთან, სულფატთან და ქლორიდთან ერთად. ნატრიუმის ნიტრატი თეთრი, წყალში ადვილად ხსნადი კრისტალური ნივთიერებაა. ჰიგროსკოპიულობის გამო დენტის დასამზადებლად არ გამოიყენება. მას იყენებენ კვების მრეწველობაში,

ძირითადად კი სოფლის მეურნეობაში ნიადაგის გასანოყიერებლად – ნატრიუმის გვარჯილა საკმაოდ გავრცელებული აზოტოვანი სასუქია.

ნატრიუმის ქლორიდი ($NaCl$) ძირითადი ნედლეულია მეტალური ნატრიუმის (Na), ნატრიუმის ტუტის ($NaOH$), სოდის (Na_2CO_3), სასმელი სოდის ($NaHCO_3$), ქლორის (Cl) მისაღებად და სხვ. ნატრიუმის მარილები აუცილებელია ცოცხალი ორგანიზმებისათვის, რადგან ნატრიუმი ქლორიდის სახით შედის სისხლის პლაზმის შედგენილობაში. ყოველწლიურად ადამიანი საკვებთან ერთად მოიხმარს 5-10 კგ $NaCl$.

როგორც ზემოთ აღინიშნა, კრისტალური ნატრიუმის კარბონატი ($Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$) ანუ კრისტალური სოდა გამოიყოფა როგორც სოდიანი ტბებიდან, ისე მას სინთეზური გზით ამზადებენ ქარხნებში. სოდა დიდი რაოდენობით გამოიყენება საპნის, მინის, ქსოვილის, ქაღალდისა და ნავთობის მრეწველობაში.

ნატრიუმის სილიკატი („ხსნადი მინა“) Na_2SiO_3 , რომელიც მიიღება წვრილად დანაწილებული SiO_2 -ის გახურებისას შესაბამისი ტუტის ხსნარში ($SiO_2 + 2NaOH = Na_2SiO_3 + H_2O$), აგრეთვე SiO_2 -ის შედნობით ($1500^\circ C$) მეტალის კარბონატთან ($SiO_2 + Na_2CO_3 = Na_2SiO_3 + CO_2$) გამოიყენება როგორც შემკვრელი ნივთიერება, მეტალის ნაკეთობების ფორმებისა და შესადული ელექტროდების დამზადების დროს. იგი შედის აგრეთვე ჰერმეტიზაციისათვის საჭირო საგოზავების შედგენილობაში და არის სილიკატური წებოს ძირითადი შემადგენელი ნაწილი.

კალიუმი გაცხელებისას ენერგიულად ურთიერთქმედებს ჰალოგენებთან ($2K + F_2 = 2KF$, $2K + Cl_2 = 2KCl$, $2K + Br_2 = 2KBr$, $2K + I_2 = 2KI$), გოგირდთან ($2K + S = K_2S$), ფოსფორთან ($3K + P = K_3P$), აზოტთან ($6K + N_2 = 2K_3N$), ნახშირბადთან (კოქსთან, $2K + 2C = K_2C_2$) შესაბამისად ჰალიდების, სულფიდის, ფოსფიდის, ნიტრიდისა და კარბიდის წარმოქმნით. KCl ერთ-ერთი ყველაზე უფრო კონცენტრირებული კალიუმის სასუქია. მეტალურ კალიუმზე აირადი ამიაკის მოქმედებისას მიიღება კალიუმის ამიდი ($2K + 2NH_3 = 2KNH_2 + H_2$), რომელიც გამოიყენება კალიუმის ციანიდის მისაღებად ($KNH_2 + C = KCN + H_2$). კალიუმის ტუტე ნახშირბადის დიოქსიდის მიერთებით განიცდის კარბონიზაციას ($2KOH + CO_2 = K_2CO_3 + H_2O$) და მიიღება კალიუმის კარბონატი (K_2CO_3 – პოტაში). იგი თეთრი, წყალში კარგად ხსნადი ნივთიერებაა. მისი ერთ-ერთი

გამოყენებაა ძნელდნობადი მინების წარმოება. კალიუმის კარბონატი ამოსავალი ნივთიერებაა კალიუმის სხვადასხვა მარილის დასამზადებლად. ცივი კალიუმის ტუტე ურთიერთქმედებს ქლორთან ($2KOH + Cl_2 = KCl + KClO + H_2O$) კალიუმის ქლორიდისა (KCl) და კალიუმის ჰიპოქლორიტის წარმოქმნით, ხოლო ცხელ ტუტესთან ურთიერთქმედებისას მიიღება შესაბამისი ქლორიდი (KCl) და ქლორატი ($KClO_3$, ბერთოლეს მარილი, $6KOH + 3Cl_2 = 5KCl + KClO_3 + 3H_2O$). კალიუმის ქლორატი დნება $336^\circ C$ -ზე; კატალიზატორების (MnO_2 , Cr_2O_3 , CaO) მონაწილეობით ბერთოლეს მარილი გაცხელებისას იშლება ($2KClO_3 \xrightarrow[\text{კატალ.}]{200^\circ C} 2KCl + 3O_2$). ბერთოლეს მარილი გაცხელებისას უკატალიზატოროდაც იშლება, ოღონდ სხვა მიმართულებით ($2KClO_3 \xrightarrow{400^\circ C} KClO_4 + KCl + O_2$, $4KClO_3 \xrightarrow{500^\circ C} 4KCl + 6O_2$). კალიუმის ქლორატი გამოიყენება როგორც მუანგავი, დიდი რაოდენობით მოიხმარს მას ასანთის წარმოება, გამოიყენება აგრეთვე პიროტექნიკაში და ფეთქებადი ნივთიერებების დასამზადებლად.

კალიუმის ნიტრატი (KNO_3 , გვარჯილა) მიიღება კალიუმის ქლორიდით ვერცხლის ნიტრატის დამუშავების პროცესში ($KCl + AgNO_3 = KNO_3 + AgCl \downarrow$). უფრო ხშირად ნიტრატი მიიღება აზოტმუავას ურთიერთქმედებით კალიუმის ტუტესა ($HNO_3 + KOH = KNO_3 + H_2O$) და კარბონატის ხსნარებთან ($2HNO_3 + K_2CO_3 = 2KNO_3 + CO_2 + H_2O$). კალიუმის ნიტრატის თერმული დაშლით მიიღება შესაბამისი ნიტრიტი და ჟანგბადი ($2KNO_3 \rightarrow 2KNO_2 + O_2$). კალიუმის ნიტრატი (გვარჯილა) შეიცავს მცენარეთა კვებისათვის აუცილებელ კალიუმსა და აზოტს. ნიტრატულ სასუქებს ეკუთვნის გვარჯილები: ნატრიუმის ნიტრატი ($NaNO_3$, ჩილეს გვარჯილა), კალიუმის ნიტრატი (KNO_3 , ინდოეთის გვარჯილა) კალციუმის ნიტრატი ($Ca(NO_3)_2$, ნორვეგიის გვარჯილა) და ამონიუმის გვარჯილა (NH_4NO_3), რომლებიც შეიცავენ 15-20%-მდე აზოტს და მათ დიდი გამოყენება აქვთ სოფლის მეურნეობაში. კალიუმის მარილები, სამკურნალო პრეპარატების სახით, ფართოდ გამოიყენება მედიცინაში.

კალიუმის სულფატი (K_2SO_4) მიიღება შესაბამისი ტუტით გოგირდმუავას სრული ნეიტრალიზაციის შედეგად ($2KOH + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2H_2O$). მას ახასიათებს მარილის ყველა თვისება. აღსანიშნავია, რომ მყარი სულფატები გავარგარებისას სხვადასხვა გარდაქმნას განიცდის, გამონაკლისია ტუტე

მეტალთა სულფატები (K_2SO_4 , Na_2SO_4 და სხვ.), რომლებიც გახურებისას ($\sim 1400^\circ C$) დაუშლელად დნება. კალიუმის სულფატი გამოიყენება კალიუმის სასუქად სოფლის მეურნეობაში.

კალიუმ-ალუმინის შაბი ($KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$) გამოიყენება ქაღალდის, საღებავისა და ტყავის წარმოებაში; იგი იხმარება ასევე მედიცინაში – ანთების საწინააღმდეგო და სისხლის შემახერებელ საშუალებად.

რუბიდიუმის ზოგიერთი მარილი (ჰალიდები, ნიტრატები, კარბონატები, სულფატები, ფოსფატები და სხვ.) იხმარება როგორც სამკურნალო პრეპარატები თერაპიაში, ხოლო რუბიდიუმის ორმაგი და სამმაგი მარილები გამოიყენება მიკროქიმიური ანალიზის დროს ზოგიერთი მეტალის განსაზღვრავად.

ცეზიუმის ნაერთები იხმარება რაოდენობრივ მიკროანალიზში ზოგიერთი მეტალის რაოდენობის განსაზღვრავად, ხოლო მისი მარილები სამკურნალო პრეპარატების სახით გამოიყენება მედიცინაში.

მაგნიუმის ქლორიდი ($MgCl_2$) მეტად გავრცელებულია ბუნებაში, მას შეიცავს ზოგიერთი მინერალური წყალი. $MgCl_2$ -ს დიდი რაოდენობით შეიცავს ზღვის წყალიც, რაც მას მწარე გემოს აძლევს. მაგნიუმის ქლორიდი ძლიერი ჰიგროსკოპული ნივთიერებაა. მაგნიუმის ოქსიდის (MgO), მაგნიუმის ქლორიდის კონცენტრირებულ ხსნარში აზელთ მიიღება ნარევი, რომელიც რამდენიმე ხნის შემდეგ მაგრდება და იქცევა თეთრ შემკვრელ მასად ($MgO + MgCl_2 + H_2O = 2MgOHCl$). მას სორელის ცემენტი ეწოდება – გამოიყენება ტექნიკური მიზნით. ხოლო მაგნეზიური ცემენტისა ($Mg_2CO_3Cl(OH) \cdot 3H_2O$) და ხის ნახერხისაგან შედგენილი მასა – ქსილოლიტის სახელწოდებით, იხმარება სამშენებლო საქმეში, აგრეთვე საღესი ქვებისა და წისქვილის დოლაბების დასამზადებლად.

მაგნიუმის სულფატი ($MgSO_4$) მიიღება შესაბამისი ჰიდროქსიდისა და გოგირდმჟავას ურთიერთქმედებით ($Mg(OH)_2 + H_2SO_4 = MgSO_4 + 2H_2O$). მას შეიცავს მწარე მინერალური წყლები და ზღვის წყლებიც. ტუტეშიწათა მეტალების სულფატებისაგან ($CaSO_4$, $SrSO_4$, $BaSO_4$ და სხვ.) განსხვავებით, იგი ადვილად იხსნება წყალში. მაგნიუმის სულფატის კრისტალჰიდრატი ($MgSO_4 \cdot 7H_2O$ მწარე მარილი, ინგლისური მარილი) გამოიყენება მედიცინაში, აგრეთვე საფეიქრო მრეწველობაში, ქაღალდის წარმოებაში და ა.შ. მაგნიუმის სულფატის სპირტხსნარებზე ამიაკის მოქმედებით მიიღება კომპლექსური მარილები ($[Mg(NH_3)_2(H_2O)_4]SO_4$, $[Mg(NH_3)_3(H_2O)_3]SO_4$ და სხვ.). ცნობილია

მისი ორმაგი მარილებიც ($Na_2SO_4 \cdot MgSO_4 \cdot 2H_2O$, $K_2SO_4 \cdot MgSO_4 \cdot 6H_2O$ და სხვ.). ასეთი მარილები სასუქებად იხმარება.

კალციუმის ჰალიდები (CaF_2 , $CaCl_2$, $CaBr_2$, CaI_2)

კალციუმის ფთორიდი (CaF_2 , მლღობი შპატი, ფლუორიტი) მიიღება შესაბამის მეტალზე ფთორის გატარებით ($Ca + F_2 = CaF_2$). იგი ბუნებაში გავრცელებულია მინერალების – მლღობი შპატის ანუ ფლუორიტის სახით. სინათლის შთანთქმის შედეგად ფლუორესცირებს (ცოტა ხანს ანათებს), ულტრაიისფერ სხივებს თავისუფლად ატარებს. კალციუმის ფთორიდი გამოიყენება როგორც ინსექტოფუნგიციდი სოფლის მეურნეობაში. იგი იხმარება აგრეთვე მეტალურგიულ მრეწველობაში დნობის ტემპერატურის დასაწევად და მინანქრის დამზადებაში.

კალციუმის ქლორიდის ($CaCl_2$) მისაღებად სუფთა აირად ქლორწყალბადს (HCl) გაატარებენ მაღალ ტემპერატურაზე კალციუმის ოქსიდზე ან კალციუმის კარბონატზე ($CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$, $CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2O + CO_2$). $CaCl_2$ გაუწყლოებული თეთრი ჰიგროსკოპიული მასაა, იხმარება როგორც აირის საშრობი საშუალება. მისი ჰექსაჰიდრატის ($CaCl_2 \cdot 6H_2O$) წყალში გახსნა დაკავშირებულია სითბოს მნიშვნელოვან შთანთქმასთან, ამიტომ მას ხშირად ხმარობენ მაცივებელი ნარეგების დასამზადებლად (თუ $CaCl_2 \cdot 6H_2O$ და ყინულს ავიღებთ 1,44:1 წონითი შეფარდებით, მიიღება $-54,9^\circ C$ ტემპერატურის ნარევი). კალციუმის ქლორიდი კარგად იხსნება წყალსა და სპირტში.

$CaCl_2$ -ით ხის მერქნისა და ქსოვილების გაუღენთის შედეგად, ორივე ცეცხლგამძლე გახდება. გამოიყენება ზოგიერთი სინთეზური ფისის გასამყარებლად და აგრეთვე რძის ასაჭრელად.

კალციუმის კარბონატი ($CaCO_3$, კირქვა, ცარცი, მარმარილო – მინერალ კალციტის ყველაზე უფრო გავრცელებული ფორმები). კალციუმის მარილებია მცენარეულ და ცხოველურ ორგანიზმებში (დაახლოებით 80%). იგი არის აგრეთვე ბუნებრივ წყლებსა და ნიადაგში. კალციუმის კარბონატი ადვილად მიიღება თუ მის მარილზე ვიმოქმედებთ ტუტე მარილის ან ამონიუმის კარბონატის ხსნარით ($CaCl_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3 + 2NaCl$, $CaCl_2 + CO_2 + 2NH_3 = CaCO_3 + 2NH_4Cl$ და სხვ.). კალციუმის კარბონატი წყალში მცირედ ხსნადია, შუშხუნით იხსნება მუავაში ($CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2 + H_2O$). ცივ წყალში ნახშირბად(IV)-ის ოქსიდთან

წარმოქმნის ჰიდროკარბონატს ($CaCO_3 + CO_2 + H_2O = Ca(HCO_3)_2$), რომელიც კარგად იხსნება წყალში. მისი ხსნარი დაახლოებით $70^\circ C$ -მდე გათბობისას იშლება – გამოილექება კარბონატი ($Ca(HCO_3)_2 = CaCO_3 + CO_2 + H_2O$).

კალციუმის კარბონატი კირქვის, ცარცისა და მარმარილოს სახით მრავალგვარ გამოყენებას პოულობს: კირქვები გამოიყენება ჩაუქრალი კირისა და ცემენტის მისაღებად, მინის წარმოებაში; ცარცს იყენებენ რეზინისა და საღებრების დასამზადებლად, ხოლო მარმარილოს – მშენებლობაში, მოსაპირკეთებელ მასალად. კირქვას, კირს იყენებენ აგრეთვე სოფლის მეურნეობაში მუავა ნიადაგების მოსაკირიანებლად – მათი მუავიანობის შემცირების მიზნით და სტრუქტურის გასაუმჯობესებლად.

კალციუმის სულფატი ორწყლიანი ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$, თაბაშირი) გახურებისას ($150-180^\circ C$) კარგავს კრისტალიზაციური წყლის $3/4$ -ს და მიიღება ალუბასტრი – ნახევარწყლიანი თაბაშირის თეთრი ფხვნილი ($CaSO_4 \cdot 2H_2O = CaSO_4 \cdot 0,5H_2O + 1,5H_2O$). წყალთან ასეთი ფხვნილის შერევისას მიღმინარეობს საპირისპირო რეაქცია ($CaSO_4 \cdot 0,5H_2O + 1,5H_2O = CaSO_4 \cdot 2H_2O$) და ნარევი სწრაფად მაგრდება. ამ თვისებას პრაქტიკაში იყენებენ ნაძერწი სამკაულების, ასლების დასამზადებლად, ტრავმატოლოგიაში – თაბაშირის არტაშანის დასაღებად, სტომატოლოგიაში. ჩამქრალ კირთან ($Ca(OH)_2$) ნახევარწყლიანი თაბაშირის ($CaSO_4 \cdot 0,5H_2O$) ნარევს იყენებენ სამშენებლო საქმეში (კედლების შესაღესად).

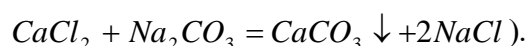
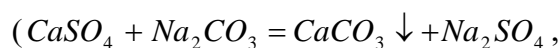
წყლის სიხისტე. წყალს, რომელიც მნიშვნელოვანი რაოდენობით შეიცავს კალციუმის $Ca(HCO_3)_2$, $CaCl_2$, $CaSO_4$ ან მაგნიუმის $Mg(HCO_3)_2$, $MgCl_2$, $MgSO_4$ მარილებს სიხსტი წყალი ეწოდება, რბილი წყლისაგან განსხვავებით, რომელიც მცირე რაოდენობით შეიცავს ან სრულიად არ შეიცავს ზემოაღნიშნულ მარილებს. სიხსტე ორგვარია: კარბონატული (დროებითი, გარდამავალი) და არაკარბონატული (მუდმივი). კარბონატული სიხსტე განპირობებულია წყალში კალციუმისა და მაგნიუმის ჰიდროკარბონატების არსებობით, არაკარბონატული – ძლიერი მუავების მარილების, კალციუმისა და მაგნიუმის სულფატებისა და ქლორიდების არსებობით. საერთო სიხსტე განისაზღვრება კარბონატული და არაკარბონატული სიხსტეების ჯამით. წყლის სიხსტეს სხვადასხვა ქვეყანაში სხვადასხვანაირად აფასებენ. ჩვენთან მიღებულია წყლის სიხსტის გამოსახვა – 1ლ წყალში არსებული Ca^{2+} და Mg^{2+} იონების მილიმოლი ეკვივალენტების

რიცხვით: სიხისტე = $\frac{[Ca^{2+}]}{20,04} + \frac{[Mg^{2+}]}{12,16}$, სადაც $[Ca^{2+}]$ და $[Mg^{2+}]$ – ამ იონების

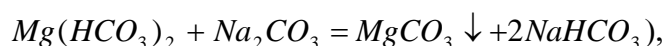
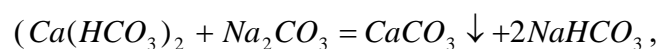
კონცენტრაციაა მგ/ლ-ში, ხოლო 20,04 და 12,16 – კალციუმისა და მაგნიუმის მილიეკვივალენტების მოლური მასები. თუ სიხისტე, განსაზღვრული მმოლი ეკვ/ლ-ობით, 1,5-მდეა – წყალი ძლიან რბილია, თუ 1,5-4 ფარგლებშია – რბილია, 4-8 საშუალო სიხისტისაა, 8-12 ხისტია, ზემოთ კი წყალი ძალიან ხისტია. განსაკუთრებით ხისტია ზღვისა და ოკეანის წყალი. შავი ზღვის წყლის სიხისტეა 65,5 მმოლი ეკვ/ლ, ოკეანის წყლის საშუალო სიხისტე – 130,5 მმოლი ეკვ/ლ. სასმელი წყლის სიხისტე არ უნდა აღემატებოდეს 7 მმოლი ეკვ/ლ-ს.

სიხისტე ბუნებრივ წყლებს სპეციფიკურ თვისებებს შესძენს. ხისტ წყალში დიდხანს იხარშება საკვები პროდუქტი, ცუდად ქაფდება საპონი და არ იჩენს რეცხვის უნარს. საპონი უმაღლეს ცხიმოვანმჟავათა (პალმიტინმჟავას $C_{17}H_{35}COOH$ და სტეარინმჟავას $C_{15}H_{33}COOH$) ნატრიუმის ან კალიუმის მარილია, მათი ანიონები, Ca^{2+} ან Mg^{2+} კატიონთან წარმოქმნის უხსნარ მარილს $(2C_{17}H_{31}COO^- + Ca^{2+} = (C_{17}H_{31}COO)_2Ca \downarrow$, $2C_{17}H_{35}COO^- + Mg^{2+} = (C_{17}H_{35}COO)_2Mg \downarrow$) და მოკლებულია აქაფების უნარს. საპონი ქაფდება მხოლოდ Ca^{2+} და Mg^{2+} იონების მთლიანად შებოჭვის (გამოლექვის) შემდეგ. ეს არ ეხება სინთეზურ გამრეცხ საშუალებებს, რომლებიც რეცხვის უნარს ხისტ წყალშიც ინარჩუნებენ.

წყლის სიხისტის შესამცირებლად იყენებენ ფიზიკურ და ქიმიურ მეთოდებს. კარბონატული სიხისტის თავიდან აცილება ხდება წყლის ადუღებით. ამ დროს ჰიდროკარბონატები იშლება უხსნარი კალციუმის კარბონატისა და მაგნიუმის კარბონატის წარმოქმნით $(Ca(HCO_3)_2 = CaCO_3 \downarrow + CO_2 + H_2O$, $Mg(HCO_3)_2 = MgCO_3 \downarrow + CO_2 + H_2O$). არაკარბონატულ სიხისტეს აცილებენ სოდის საშუალებით:



სოდის საშუალებით ისპობა კარბონატული სიხისტეც:



ე.ი. სოდა იწვევს საერთო სიხისტის მოცილებას.

ხისტი წყალი შეიძლება იონიტის მეშვეობითაც „დარბილდეს“. იონიტი – ბუნებრივი ან სინთეზურად მიღებული მაღალმოლეკულური ნაერთია, რომელიც შეიცავენ ხსნარში არსებულ იონებთან მიმოცვლის უნარის მქონე მოძრავ იონებს. თუ იონიტი მოძრავ კატიონს შეიცავს, ეწოდება **კატიონიტი** (კატიონიტად გამოიყენება ალუმოსილიკატები, მაგალითად, ცეოლიტი), თუ ანიონს – **ანიონიტი**. ხისტი წყალს გაატარებენ კატიონიტში, რომელიც კალციუმისა და მაგნიუმის იონებს დაიჭერს და ნატრიუმის იონებს გასცემს ეკვივალენტური რაოდენობით. თიხა **პერმუტიტი** კალციუმის იონების მიმოცვლის შედეგად იძლევა $2NaAlSiO_4 + Ca^{2+} = Ca(AlSiO_4)_2 + 2Na^+$. მაშასადამე, Ca^{2+} და Mg^{2+} იონები ხსნარიდან გადადიან კატიონში, ხოლო კატიონიტის იონები (მაგალითად, Na^+ იონი) – ხსნარში. შედეგად წყალი **დარბილდება**.

ხისტი წყალი უფრო სასიამოვნო დასალევია, ვიდრე რბილი. ორთქლის ქვაბებისთვის ხისტი წყალი საზიანოა, რადგან წყლის დუღილისა და აორთქლების დროს ქვაბის კედლებზე ჩნდება კალციუმისა და მაგნიუმის კარბონატების, სულფატების, ქლორიდებისა და სხვა მარილების მინადული, რომელიც ქვაბის ზედაპირზე აძნელებს სითბოს გადაცემას, იწვევს სათბობის გადახარჯვას და აზიანებს ქვაბის კედლებს. ამიტომ ორთქლის ქვაბებისთვის საჭირო წყალს იონიტების სვეტში გაატარებენ დასარბილებლად (სიხისტის მოსაცილებლად). მხოლოდ ასეთი დამუშავების შემდეგ იყენებენ წყალს როგორც ორთქლის ქვაბების, ისე სხვა ტექნიკური მიზნებისათვის.

კალციუმის ფოსფორიტი ($Ca_3(PO_4)_2$) და აპატიტი ($Ca_5(PO_4)_3(F, Cl, OH)$) მნიშვნელოვანი მინერალებია. აპატიტი და ფოსფორიტი გამოიყენება ხელოვნური სასუქების დასამზადებლად. მათგან მზადდება თერმომდგრადი ფაიფური, ფოსფორმევა და ფოსფატები. ერთხანაცვლებული ფოსფატები ($Ca(H_2PO_4)_2$ და სხვ.) წყალში ხსნადია, ხოლო ორ (Na_2HPO_4 , K_2HPO_4 , $(NH_4)_2HPO_4$) და სამხანაცვლებული (Na_3PO_4 , K_3PO_4 , $(NH_4)_3PO_4$) ფოსფატებიდან წყალში იხსნება მხოლოდ ზემოთ დასახელებული – ტუტე მეტალებისა და ამონიუმის მარილები. ყველაზე მნიშვნელოვანი ფოსფორის სასუქებია – მარტივი სუპერფოსფატი ($Ca(H_2PO_4)_2 + 2CaSO_4$), ორმაგი სუპერფოსფატი ($Ca(H_2PO_4)_2$), რომელიც შეიცავს 40-45% P_2O_5 -ს (დაახლოებით 2-ჯერ მეტს, ვიდრე მარტივი სუპერფოსფატი) და პრეციპიტატი ($CaHPO_4 \cdot 2H_2O$) P_2O_5 -ის შემცველობით 30-35%.

სტრონციუმის კარბონატის ($SrCO_3$, მინერალი სტრონციანიტი) მიიღება შეიძლება CO_2 -ის მოქმედებით შესაბამის ოქსიდსა ($SrO + CO_2 = SrCO_3$) ან ჰიდროქსიდზე ($Sr(OH)_2 + CO_2 = SrCO_3 + H_2O$) ან მიმოცვლის რეაქციებით ($SrCl_2 + (NH_4)_2CO_3 = SrCO_3 + 2NH_4Cl$). სტრონციუმის კარბონატი წარმოქმნის ორმაგ ($SrCO_3 \cdot Na_2CO_3$) და სამმაგ ($SrCO_3 \cdot CaCO_3 \cdot Na_2CO_3$) მარილებს. სტრონციუმის კარბონატი გამოიყენება მინანქრის დასამზადებლად და კატალიზატორის სარჩულად.

სტრონციუმის სულფატი ($SrSO_4$, მინერალი ცელესტინი) მიიღება სტრონციუმის ოქსიდზე, ჰიდროქსიდსა და კარბონატზე განზავებული გოგირდმჟავას მოქმედებით ($SrO + H_2SO_4 = SrSO_4 + H_2O$, $Sr(OH)_2 + H_2SO_4 = SrSO_4 + 2H_2O$, $SrCO_3 + H_2SO_4 = SrSO_4 + CO_2 + H_2O$) ან სტრონციუმის ოქსიდის გაცხელებისას მაგნიუმის სულფატთან ერთად ($SrO + MgSO_4 = SrSO_4 + MgO$). სტრონციუმის სულფატი წყალში მცირედ ხსნადია. ცნობილია სტრონციუმის მრავალი ორმაგი სულფატი ($3Na_2SO_4 \cdot SrSO_4$, $K_2SO_4 \cdot 2SrSO_4$ და სხვ.).

ცელესტინი ($SrSO_4$) სტრონციუმის ყველაზე მნიშვნელოვანი ნედლეულია, საიდანაც, ჩვეულებრივ, მიიღება მეტალური სტრონციუმი.

ბარიუმის ფთორიდი (BaF_2) მიიღება ფთორწყალბადის (HF) გატარებით ბარიუმის ოქსიდზე (BaO) ან ჰიდროქსიდზე ($Ba(OH)_2$) ან პირდაპირი გზით ($2HF + BaO = BaF_2 + H_2O$, $2HF + Ba(OH)_2 = BaF_2 + 2H_2O$, $Ba + F_2 = BaF_2$). ბარიუმის ფთორიდი წყალში მცირედ ხსნადია, კარგად იხსნება აზოტმჟავაში, მარილმჟავასა და მლღობ მჟავებში. იხმარება ოპტიკური მინებისა და მინანქრის დასამზადებლად.

ბარიუმის ქლორიდის ($BaCl_2$) მიღება შეიძლება პირდაპირი სინთეზით ($Ba + Cl_2 = BaCl_2$), აგრეთვე ბარიუმის ოქსიდზე, კარბონატსა ან ჰიდროქსიდზე მარილმჟავას მოქმედებისას ($BaO + 2HCl = BaCl_2 + H_2O$, $BaCO_3 + 2HCl = BaCl_2 + CO_2 + H_2O$, $Ba(OH)_2 + 2HCl = BaCl_2 + 2H_2O$). ცნობილია ბარიუმის ქლორიდის ამიაკატები ($BaCl_2 \cdot 4NH_3$, $BaCl_2 \cdot 2NH_4OH \cdot 2H_2O$). ბარიუმის ქლორიდი იხმარება მისი მარილების (სულფატის, ნიტრატის, ფოსფატისა და სხვ.) მისაღებად.

ბარიუმის სულფატი ($BaSO_4$, მინერალი ბარიტი) მისი ერთ-ერთი ყველაზე მნიშვნელოვანი მარილი მიიღება შესაბამისი მარილის გოგირდმჟავათი ან ტუტემეტალთა სულფატების ხსნარით დამუშავებისას ($BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + 2HCl$, $Ba(NO_3)_2 + K_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + 2KNO_3$). ბარიუმის სულფატი უფრო კრისტალური ნივთიერებაა. იგი წყალში უხსნარია, ასევე არ იხსნება მჟავასა და ტუტეში. იგი იხსნება ქლორიან წყალში, ბრომწყალბადმჟავასა და იოდწყალბადმჟავაში და მცირე რაოდენობით კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში, რის შედეგადაც მიიღება $H_2[Ba(SO_4)_2]$. ბარიუმის იონი (Ba^{2+}) სულფატ-იონის აღმომჩენ რეაქტივად გამოიყენება. ამ რეაქციით განისაზღვრება სულფატის რაოდენობა.

ბარიუმის სულფატი რენტგენის სხივების ძლიერი შთანთქმის უნარის გამო გამოიყენება კუჭ-ნაწლავის ტრაქტის რენტგენოსკოპიაში. ბარიუმის სულფატი მაღალი დისპერსიული ფხვნილის სახით გამოიყენება ქაღალდის წარმოებაში დანამატის სახით, ქაღალდის სიგლუვისათვის. იგი იხმარება აგრეთვე თეთრი პიგმენტის სახით ზეთის საღებავებში, ლინოლეუმის წარმოებაში. ბარიუმის სულფატისა და თუთიის სულფიდის ნარევი ($BaSO_4 \cdot ZnS$) ცნობილია თეთრი საღებავის – ლითოფონის სახელწოდებით.

რამდენადაც ბარიუმის სულფატი უხსნარია, ამდენად იგი უვნებელია. ბარიუმის ხსნადი მარილი კი გულზე ძლიერ მავნე ზემოქმედებას ახდენს.

ბარიუმის ნიტრატი ($Ba(NO_3)_2$) მიიღება ბარიუმის ოქსიდზე ($BaO + 2NH_4NO_3 = Ba(NO_3)_2 + 2NH_3 + H_2O$), ჰიდროქსიდზე ($Ba(OH)_2 + 2NaNO_3 = Ba(NO_3)_2 + 2NaOH$) ან ქლორიდზე ($BaCl_2 + 2NH_4NO_3 = Ba(NO_3)_2 + 2NH_4Cl$) ამონიუმის ან ნატრიუმის ნიტრატის ხსნარის მოქმედებით. $Ba(NO_3)_2$ მარილი კარგად ხსნადია წყალში. ცნობილია მისი კრისტალჰიდრატები ($Ba(NO_3)_2 \cdot 2H_2O$, $Ba(NO_3)_2 \cdot 4H_2O$). ბარიუმის ნიტრატი გადნობისას იშლება ($Ba(NO_3)_2 = 2BaO + 4NO_2 + O_2$).

ბარიუმის კარბონატი ($BaCO_3$, მინერალი ვიტერიტი) ადვილად მიიღება ბარიუმის ოქსიდზე ან მის ხსნად მარილებზე CO_2 -ის, ამონიუმის კარბონატის ან სოდის ხსნარის მოქმედებით ($BaO + CO_2 = BaCO_3$, $BaCl_2 + (NH_4)_2CO_3 = BaCO_3 + 2NH_4Cl$, $Ba(NO_3)_2 + Na_2CO_3 = BaCO_3 + 2NaNO_3$). ბარიუმის კარბონატი წყალში მცირედ ხსნადია. იგი ტუტე მეტალების კარბონატებთან მრავალრიცხოვან კომპლექსურ ნაერთს წარმოქმნის.

ალუმინის ქლორიდის ($AlCl_3$) მიღება შეიძლება ალუმინისა და ქლორის უშუალო ურთიერთქმედებით, ჩვეულებრივ პირობებში ($2Al + 3Cl_2 = 2AlCl_3$). იგი მიიღება აგრეთვე გახურებისას – ალუმინის ან მისი ოქსიდის ურთიერთქმედებისას მარილმჟავასთან ($2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2 \uparrow$, $Al_2O_3 + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2O$). ალუმინის ქლორიდი თეთრი, კრისტალური, ადვილად აქროლადი ნივთიერებაა. გახურებისას ($183^\circ C$ -ზე) ხდება მისი სუბლიმაცია (გადადის ორთქლის ფაზაში). ორთქლისებრ მდგომარეობაში ალუმინის ქლორიდის მოლეკულის შედგენილობას შეესაბამება ფორმულა Al_2Cl_6 . იგი იხსნება თითქმის ყველა ორგანულ გამხსნელში. ძლიერ ჰიგროსკოპიულია, ადვილად იზიდავს ჰაერიდან ტენს, განიცდის ჰიდროლიზს ($AlCl_3 + 3H_2O = Al(OH)_3 + 3HCl$). ალუმინის ქლორიდი ჰერმეტიკულად დაცობილ ჭურჭელში ინახება (რადგან იგი ჰაერზე განითხევა და ბოლავს).

ალუმინქლორიდი ფართოდ გამოიყენება ორგანულ ქიმიაში ბევრი კატალიზური რეაქციის, ნავთობის კრეკინგის ჩასატარებლად და სხვ.

ალუმინის ბრომიდი ($AlBr_3$) მიიღება თხევადი ბრომისა და ალუმინის ცხელი ფხვნილის ურთიერთქმედებით ($2Al + 3Br_2 = 2AlBr_3$). ალუმინი ბრომთან რეაგირებს ჩვეულებრივ პირობებშიც შესაბამისი ბრომიდის ($AlBr_3$) წარმოქმნით. ალუმინის უწყლო ბრომიდი მიიღება აგრეთვე დახურულ ჭურჭელში ალუმინის ბურბუშელაზე ბრომის ორთქლის გავატარებთ ან ფხვნილისებრი ალუმინის ან მისი წვრილი მავთულის ბრომის ორთქლის არეში დაწვით. $AlBr_3$ იხსნება მრავალ ორგანულ გამხსნელსა და წყალში. ორთქლისებრ მდგომარეობაში ალუმინის ბრომიდი შედგება დიმერული (Al_2Cl_6) კოვალენტური მოლეკულებისაგან (დენს არ ატარებს).

ალუმინის ბრომიდი გამოიყენება როგორც მახრომირებელი საშუალება და აგრეთვე როგორც ზოგიერთი რეაქციის კატალიზატორი.

ალუმინის ნიტრატი ($Al(NO_3)_3$) მიიღება ალუმინის ჰიდროქსიდის აზოტმჟავაში გახსნით ($Al(OH)_3 + 3HNO_3 = Al(NO_3)_3 + 3H_2O$). ჩვეულებრივ პირობებში ალუმინი არ ურთიერთქმედებს კონცენტრირებულ და ძლიერ განზავებულ აზოტმჟავასთან დამცველი ოქსიდური აფსკის წარმოქმნის გამო. ცხელი კონცენტრირებული აზოტმჟავა კი ჟანგავს მას ($Al + 6HNO_3 = Al(NO_3)_3 + 3NO_2 + 3H_2O$). ამიტომ კონცენტრირებულ HNO_3 ინახება და გადააქვთ ალუმინის ცისტერნებით.

ალუმინის ნიტრატი ($Al(NO_3)_3$) გამოიყენება როგორც ფერმჭერი ქსოვილების დებვის დროს.

ალუმინის აცეტატი ($Al(CH_3COO)_3$) მიიღება ალუმინის ჰიდროქსიდზე ძმარმჟავას მოქმედებით ($Al(OH)_3 + 3CH_3COOH = Al(CH_3COO)_3 + 3H_2O$). წყალხსნარში ძლიერ ჰიდროლიზს განიცდის ($Al(CH_3COO)_3 + 3H_2O \Leftrightarrow Al(OH)_3 + 3CH_3COOH$). ძმარმჟავა ალუმინის ხსნარის დუღლისას ძმარმჟავა ორთქლდება და რჩება ფუძე მარილი. ალუმინის აცეტატი ($Al(CH_3COO)_3$, ბუროვის ხსნარი) შემკვრელი, გამოიყენება სადეზინფექციო საშუალებად მედიცინაში.

ალუმინის სულფატი ($Al_2(SO_4)_3$) მიიღება ალუმინის გაცხელებისას განზავებულ გოგირდმჟავასთან ერთად შესაბამისი მარილის წარმოქმნით ($2Al + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2 \uparrow$). ცხელი კონცენტრირებული გოგირდმჟავა კი ალუმინს ქანგავს ($2Al + 6H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O$). ალუმინის სულფატის კრისტალჰიდრატი ($Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$) გამჭვირვალე უფერული კრისტალებია, რომლის გაუწყლოებით მიიღება $Al_2(SO_4)_3$ თეთრი ფხვნილის სახით. ალუმინის სულფატი ($Al_2(SO_4)_3$) კარგად იხსნება წყალში – ტემპერატურის გაზრდისას მისი ხსნადობა მნიშვნელოვნად იზრდება. ნაწილობრივ ჰიდროლიზის გამო მის წყალხსნარს მჟაური რეაქცია ახასიათებს ($Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O \Leftrightarrow 2Al(OH)_3 + 3H_2SO_4$).

ალუმინის სულფატი გამოიყენება მღვრიე წყლის დასაწმენდად. $Al_2(SO_4)_3$ მიმოცვლის რეაქციაში შედის გახსნილ კალციუმის ჰიდროკარბონატთან ($Al_2(SO_4)_3 + 3Ca(HCO_3)_2 = 2Al(HCO_3)_3 + 3CaSO_4$). ალუმინის ჰიდროკარბონატი, როგორც სუსტი ფუძისა და სუსტი მჟავასაგან წარმოქმნილი მარილი, სრულ ჰიდროლიზს განიცდის ($Al(HCO_3)_3 + 3H_2O = Al(OH)_3 + 3H_2CO_3$). ჰიდროლიზის შედეგად წარმოქმნილი ალუმინის ჰიდროქსიდის ($Al(OH)_3$) კოლოიდური ხსნარი განიცდის კოაგულაციას. დაღეკვის პროცესში კი ეს ლაბისებრი ნალექი თან წარიტაცებს წყალში შეწონილ ნაწილაკებს, რის შედეგადაც ხდება წყლის დაწმენდა. ალუმინის სულფატი, ქლორნატრიუმთან ერთად, ნარევის სახით გამოიყენება ქაღალდის წარმოებაში, რადგან მიმოცვლის შედეგად წარმოქმნილი ქლორიანი ალუმინი შეაწებებს ქაღალდის ბოჭკოებს ერთმანეთთან. ალუმინის სულფატმა ფართო გამოყენება პოვა აგრეთვე ტყავის თრიმელისათვის და

ქსოვილების ღებვის დროს როგორც ფერმჭერმა. გამოიყენება აგრეთვე მედიცინაში (მცირე კონცენტრაციით იგი ააქტიურებს ფერმენტ ამილაზას, ხოლო მაღალი კონცენტრაციით – იწვევს მის ინაქტივაციას).

ტუტე მეტალის სულფატთან ალუმინის სულფატი ადვილად წარმოქმნის $M_2^1SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ ტიპის ორმაგ მარილს, რომელსაც შაბი ეწოდება. ჩვეულებრივი შაბი არის კალიუმ-ალუმინის სულფატი $K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ ანუ $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$. აქვს მომჟავო გემო, გაცხელებისას შაბი კარგავს თავის საკრისტალიზაციო წყალს და მიიღება გამომწვარი (უწყლო) შაბი. წყალში შაბის ხსნადობა შედარებით მცირეა.

შაბი გამოიყენება წარმოებაში ისევე როგორც ალუმინის სულფატი, ე.ი. როგორც ფერმჭერი, ტყავის წარმოებაში – როგორც მთრიმლავი და მედიცინაში – როგორც შემკვრელი, სისხლის აღმდგენი, ანთების საწინააღმდეგო საშუალება.

გალიუმ(III)-ის ქლორიდი ($GaCl_3$) მიიღება მეტალური გალიუმის გაცხელებისას ქლორის ან ქლორწყალბადის ნაკადში ($2Ga + 3Cl_2 = 2GaCl_3$, $2Ga + 6HCl = 2GaCl_3 + 3H_2$). გალიუმ(III)-ის ქლორიდი ადვილად აქროლადია, ამიტომ ძნელი არ არის მისი გაწმენდა სუბლიმაციით. ტენიან ჰაერში გალიუმ(III)-ის ქლორიდი განითხევა. წყალში გახსნისას იგი განიცდის ჰიდროლიზს, რის გამოც მისი ხსნარი ძლიერ მჟავურ რეაქციას ავლენს.

გალიუმ(III)-ის ქლორიდი ორგანული სინთეზისათვის სამქლორიან ალუმინზე ($AlCl_3$) უფრო აქტიურ კატალიზატორს წარმოადგენს და ფართოდ გამოიყენება ახალი ნაერთების მისაღებად.

გალიუმ(III)-ის სულფატის ($Ga_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$) კრისტალჰიდრატი გამჭვირვალე უფერული კრისტალებია, რომლის გაუწყლოებით მიიღება უწყლო $Ga_2(SO_4)_3$ თეთრი ფხვნილის სახით. კარგად იხსნება წყალში. გალიუმის სულფატი ამონიუმის სულფატთან წარმოქმნის შაბს – $(NH_4)_2SO_4 \cdot Ga_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ ანუ $NH_4Ga(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$. გამოიყენება მედიცინაში ზოგიერთი დაავადების სამკურნალოდ.

ინდიუმ(III)-ის ქლორიდი ($InCl_3$) ადვილად მიიღება ინდიუმის დაწვის დროს ქლორის ატმოსფეროში ($2In + 3Cl_2 = 2InCl_3$) ან მეტალური ინდიუმის გახსნით მარილმჟავაში ($2In + 6HCl = 2InCl_3 + 3H_2$). ინდიუმ(III)-ის ქლორიდი წყალში გახსნისას განიცდის ძლიერ ჰიდროლიზს

$(InCl_3 + 3H_2O \rightleftharpoons In(OH)_3 + 3HCl)$. ტუტე მეტალისა და ამონიუმის ქლორიდთან ინდიუმ(III)-ის ქლორიდი წარმოქმნის ორმაგ მარილს (K_3InCl_6 , $(NH_4)_2InCl_5$). ინდიუმის ყველა ჰალიდი და მათ შორის ქლორიდიც კარგად იხსნება წყალში სითბოს დიდი რაოდენობის გამოყოფით.

ინდიუმ(III)-ის ქლორიდი გამოიყენება ორგანულ ნაერთთა სინთეზში და ახალი ტექნოლოგიური მასალების წარმოებაში.

ინდიუმ(III)-ის სულფატი ($In_2(SO_4)_3$) გოგირდმჟავას ნაჯერი ხსნარიდან გამოკრისტალებისას მიიღება მუკავური კრისტალჰიდრატის სახით ($InH(SO_4)_2 \cdot 3H_2O$), განზავებული ხსნარიდან კი მიიღება საშუალო მარილი ($In_2(SO_4)_3 \cdot nH_2O$, სადაც $n = 6 - 12$, ტემპერატურაზე დამოკიდებულებით). ინდიუმის სულფატი ტუტე მეტალის სულფატთან წარმოქმნის შაბებს ($Rb_2SO_4 \cdot In_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$, $Cs_2SO_4 \cdot In_2(SO_4)_3 \cdot 2H_2O$), ნატრიუმთან და კალიუმთან კი ინდიუმის სულფატი წარმოქმნის შპინელებს ($Na_2SO_4 \cdot In_2(SO_4)_3 \cdot 8H_2O$ და $K_2SO_4 \cdot In_2(SO_4)_3 \cdot 8H_2O$).

ინდიუმის სულფატის გავარვარებით მიიღება ინდიუმ(III)-ის ოქსიდი ($In_2(SO_4)_3 = In_2O_3 + 3SO_3$), რომელიც ფართოდ გამოიყენება მინის ზედაპირის დასაფარავად, რის შემდეგაც მინა ხდება ელექტროგამტარი და ინარჩუნებს გამჭვირვალობას.

თალიუმ(I)-ის სულფატი (Tl_2SO_4) მიიღება თალიუმ(I)-ის ოქსიდის გახსნით მჟავაში შესაბამისი მარილის წარმოქმნით ($Tl_2O + H_2SO_4 = Tl_2SO_4 + H_2O$).

თალიუმ(I)-ის ჰალიდები (TlF , $TlCl$, $TlBr$, TlI) მიიღება თალიუმ(I)-ის ოქსიდის, ჰიდროქსიდის, სულფიდის ან კარბონატის ჰალოგენწყალბადმჟავებით დამუშავებისას ($Tl_2O + 2HF = 2TlF + H_2O$, $TlOH + HCl = TlCl + H_2O$, $Tl_2S + 2HBr = 2TlBr + H_2S$, $Tl_2CO_3 + 2HI = 2TlI + CO_2 + H_2O$). თალიუმის ფთორიდი წყალში კარგად ხსნადი, ხოლო ქლორიდი, ბრომიდი, იოდიდი წყალში ძნელად ხსნადი ნაერთებია.

აღსანიშნავია, რომ Tl^+ -ის იონური რადიუსი, K^+ -ის, Rb^+ -ის, Cs^+ -ის იონების რადიუსების თანაზომიერია, ამიტომაც თალიუმის ამ რიგის ნაერთების თვისებები ჰგავს ტუტე მეტალების ნაერთების თვისებებს.

თალიუმ(III)-ის ქლორიდი ($TlCl_3$) მიიღება თალიუმ(I)-ის ხსნარზე ქლორიანი წყლის მოქმედებით ($TlCl + Cl_2 = TlCl_3$). იგი წყალხსნარიდან

კრისტალჰიდრატის ($TlCl_3 \cdot 4H_2O$) სახით მიიღება, რომელიც ადვილად კარგავს წყალს ვაკუუმში. $TlCl_3$ -ის წყალხსნარს ძლიერი მჟავური რეაქცია აქვს.

თალიუმ(III)-ის ტრიბრომიდი ($TlBr_3$) და ტრიოდიდი (TlI_3) მიიღება თალიუმ(III)-ის ოქსიდის გახსნით შესაბამის მჟავაში ($Tl_2O_3 + 6HBr = 2TlBr_3 + 3H_2O$, $Tl_2O_3 + 6HI = 2TlI_3 + 3H_2O$). ისინი უფრო ნაკლებ მდგრადობას იჩენს, ვიდრე მსგავსი ქლორიდი.

თალიუმ(III)-ის ნიტრატი ($Tl(NO_3)_3$) მიიღება თალიუმ(III)-ის ჰიდროქსიდის ურთიერთქმედებით აზოტმჟავასთან ($Tl(OH)_3 + 3HNO_3 = Tl(NO_3)_3 + 3H_2O$). თალიუმ(III)-ის ნიტრატი ხსნარიდან კრისტალდება კრისტალჰიდრატის სახით ($Tl(NO_3)_3 + 3H_2O$). ტუტე მეტალის ან თალიუმ(I)-ის ნიტრატთან იგი წარმოქმნის ორმაგ ნიტრატს $M_2[Tl(NO_3)_5]$, მაგალითად $Tl_2[Tl(NO_3)_5]$.

თალიუმის ჰალიდები გამოიყენება სამედიცინო კვლევებსა და ფოტოგრაფიაში. თალიუმის სულფიდი ნახევარგამტარია, იხმარება ფოტოელემენტებში. თალიუმის სულფატი მომწამლავი ნივთიერებაა და იყენებენ მღრღნელების წინააღმდეგ. თალიუმის კარბონატი, ბრომიდი და იოდიდი შეაქვთ განსაკუთრებული დანიშნულების ოპტიკურ მინებში, რომლებიც გამოირჩევიან რეფრაქციის მაღალი კოეფიციენტით.

გერმანიტები (Na_2GeO_2) და გერმანატები (Na_2GeO_3).

გერმანიტი (მაგალითად, Na_2GeO_2) მიიღება გერმანიუმის მყარ ტუტესთან შედნობით ($Ge + 2NaOH = Na_2GeO_2 + H_2$). იგი წარმოადგენს ქვეგერმანიუმმჟავას (H_2GeO_2)-ის მარილს.

გერმანატის მიღება შეიძლება გერმანიუმის ურთიერთქმედებით ტუტესთან, რომელიმე მუანგავის თანხლებით ($Ge + 2NaOH + 2H_2O_2 = Na_2GeO_3 + 3H_2O$), ან გერმანიუმის დიოქსიდის ტუტეში გახსნით ($GeO_2 + 2NaOH = Na_2GeO_3 + H_2O$). ნატრიუმგერმანატი (Na_2GeO_3) მეტაგერმანიუმმჟავას (H_2GeO_3) მარილია. ცნობილია ოთოგერმანიუმმჟავას (H_4GeO_4) მარილები, რომლებიც მიიღება GeO_2 -ის შედნობით ტუტესთან ან კარბონატთან ($GeO_2 + 2Na_2CO_3 = Na_4GeO_4 + 2CO_2$).

გერმანიუმი და მისი მარილები გამოიყენება ნახევარგამტართა ტექნიკაში და ძლიერ გამჭვირვალე, მაღალი შუქტეხის კოეფიციენტის მქონე კვარცის მინის

წარმოებაში. დიდი რაოდენობით მოიხმარება აგრეთვე ოპტიკური მინის დასამზადებლად და არაორგანული ნაერთების სინთეზში.

კალა(II)-ისა ($SnCl_2$) და კალა(IV)-ის ქლორიდები

კალა(II)-ის ქლორიდი ($SnCl_2$) მიიღება მისი გახსნით კონცენტრირებულ მარილმჟავაში ($Sn + 2HCl = SnCl_2 + H_2$) ან კალა(II)-ის ჰიდროქსიდისა და მარილმჟავას ურთიერთქმედებით ($Sn(OH)_2 + 2HCl = SnCl_2 + 2H_2O$). კალის დიქლორიდის ხსნარი განზავებისას იმღვრევა ჰიდროლიზის შედეგად გამოყოფილი ფუძური მარილის გამო ($SnCl_2 + H_2O = Sn(OH)Cl + HCl$). კალის დიქლორიდი ძლიერი აღმდგენია – Fe^{3+} იონებს იგი Fe^{2+} იონებად აღადგენს ($SnCl_2 + 2FeCl_3 = SnCl_4 + 2FeCl_2$), Hg^{2+} -ის იონებს მეტალურ ვერცხლისწყლად აღადგენს ($SnCl_2 + HgCl_2 = SnCl_4 + Hg$) და სხვ.

კალა(IV)-ის ქლორიდი ($SnCl_4$) მიიღება სინთეზური გზით – მეტალურ კალაზე თავისუფალი ქლორის მოქმედებით ($300^\circ C$ -ზე: $Sn + 2Cl_2 = SnCl_4$). კალის ტეტრაქლორიდი ($SnCl_4$) ჰაერზე მბოლავი უფერული დიამაგნიტური სითხეა – წყალში $SnCl_4$ კარგად იხსნება სითბოს დიდი რაოდენობის გამოყოფით. მცირე კონცენტრაციის დროს კალის ტეტრაქლორიდი განიცდის ჰიდროლიზს, რის შედეგადაც ხსნარი იმღვრევა ($SnCl_4 + 2H_2O = SnO_2 + 4HCl$). ამ რეაქციის დროს გამოყოფილი კალის ორჟანგი (SnO_2) ხსნარში კოლოიდურ მდგომარეობაში რჩება.

კალის დიქლორიდი ($SnCl_2$) იხმარება როგორც აღმდგენი ქიმიურ სინთეზში, ფერმჭერად სამღებრო საქმეში, როგორც კატალიზატორი ნავთობის მრეწველობაში და სხვ.

კალის ტეტრაქლორიდი ($SnCl_4$) გამოიყენება როგორც ფერმჭერი სამღებრო საქმეში, როგორც კატალიზატორი დიქლორირების რეაქციებში და როგორც კონდესაციის რეაქციების დამჩქარებელი ორგანულ ქიმიაში.

კალა(IV)-ის დისულფიდი (SnS_2). ოთხვალენტიანი კალის მარილის ხსნარიდან, მასში გოგირდწყალბადის გატარებისას, გამოილექება ყვითელი ფერის დისულფიდი ($SnCl_4 + 2H_2S = SnS_2 + 4HCl$). იმავე შედეგნილობის ნაერთი მიიღება კალის ნახერხის, გოგირდის და ნიშადურის ნარევის გახურებით. ამ გზით მიღებულ დისულფიდს (SnS_2) ოქროსფერი ქერცლის სახე აქვს, რის გამო მას „მოზაიკური ოქრო“ ეწოდება. იგი გამოიყენება ბრინჯაოსფერი საღებავების დასამზადებლად და სხვ.

ტყვია(II)-ის ქლორიდი ($PbCl_2$) მიიღება ტყვიის მარილის ხსნარის მარილმუჟავათი ($Pb(NO_3)_2 + 2HCl = PbCl_2 + 2HNO_3$) დამუშავებით. $PbCl_2$ დიამაგნიტურია, ცივ წყალში მცირე რაოდენობით იხსნება, ხოლო ცხელ წყალში, კონცენტრირებულ მარილმუჟავასა და ტუტე მეტალის ქლორიდის ხსნარში – კარგად ($PbCl_2 + 2HCl = H_2[PbCl_4]$ და $PbCl_2 + 2KCl = K_2[PbCl_4]$). ტყვიის ქლორიდი წყალხსნარში განიცდის ჰიდროლიზს. ცნობილია ტყვიის ოქსიქლორიდები – თეთრი Pb_2OCl_2 და ყვითელი $Pb_2O_2Cl_2$, რომლებიც გამოიყენება ზეთის საღებავების დასამზადებლად.

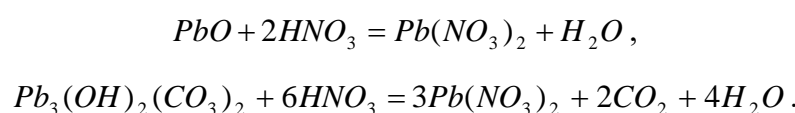
ტყვია(II)-ის ბრომიდი ($PbBr_2$) გამოილეკება ტყვიის ხსნად მარილზე ბრომიდის მოქმედებისას ($Pb(NO_3)_2 + 2KBr = PbBr_2 + 2KNO_3$, $Pb(CH_3COO)_2 + 2HBr = PbBr_2 + 2CH_3COOH$) ან ტყვიისა და ბრომის ურთიერთქმედებით ($Pb + Br_2 = PbBr_2$). იგი უფერო კრისტალებია, ცივ წყალში მცირედ იხსნება, ცხელში – კარგად.

ტყვია(II)-ის იოდიდი (PbI_2) ყვითელი ნალექის სახით გამოიყოფა ტყვიის მარილის ხსნარზე იოდ-იონების მოქმედებით ($PbCl_2 + 2KI = PbI_2 + 2KCl$) და სხვ. ცხელი წყლიდან გამოკრისტალებით მიიღება ოქროსფერი ლამაზი კრისტალები. წყალში მცირედ იხსნება. მისი წყალხსნარი უფერულია.

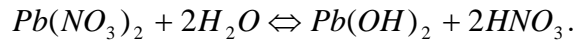
ტყვია(II)-ის აცეტატი ($Pb(CH_3COO)_2$) კარგად ხსნადია, რის გამოც ფართოდ გამოიყენება ლაბორატორიულ პრაქტიკაში ($PbCl_2 + 2CH_3COONa = Pb(CH_3COO)_2 + 2NaCl$). მისი მიღება შეიძლება აგრეთვე ტყვიის უანგზე ძმარმუჟავას მოქმედებით ($PbO + 2CH_3COOH = Pb(CH_3COO)_2 + H_2O$). მისი წყალხსნარის აორთქლებისას გამოკრისტალდება ტრიჰიდრატი $(CH_3COO)_2Pb \cdot 3H_2O$, რომელსაც ტკბილი გემოს გამო „ტყვიის შაქარი“ ეწოდა (საწამლავია).

ტყვიის აცეტატი გამოიყენება სამღებრო საქმეში როგორც ფერმჭერი. ამავე მარილიდან ადვილად მზადდება ტყვიის სხვა მარილები.

ტყვია(II)-ის ნიტრატი ($Pb(NO_3)_2$) მიიღება ტყვიის ოქსიდის, ტყვიის თეთრას ან დამარცვლული მეტალური ტყვიის გახსნით ცხელ განზავებულ აზოტმუჟავაში და შემუჟავებული ხსნარიდან მისი შემდგომი დაკრისტალებით:



ტყვიის ნიტრატი წყალხსნარში განიცდის ჰიდროლიზს:

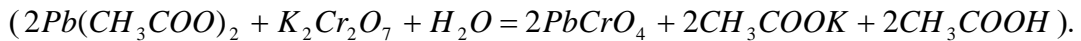


ტყვიის ნიტრატი გამოიყენება ასანთის წარმოებაში.

ტყვია(II)-ის კარბონატი ($PbCO_3$) ბუნებაში გვხვდება თეთრი ტყვიის მადნის – ცერუსიტის სახით. მიიღება ტყვიის აცეტატში ($Pb(CH_3COO)_2$) ქლორის (Cl_2) გატარებით ან ტყვიის აცეტატის ხსნარზე ამონიუმის კარბონატის დამატებით ($Pb(CH_3COO)_2 + (NH_4)_2CO_3 = PbCO_3 + 2CH_3COONH_4$). ტუტე მეტალის კარბონატის მოქმედებით ტყვიის აცეტატის ხსნარიდან ილექება ტყვიის ფუძე კარბონატი ($Pb(OH)_2 \cdot 2PbCO_3$). მას ზეთის თეთრი საღებავის დასამზადებლად ხმარობენ, რის გამოც **ტყვიის თეთრას** უწოდებენ.

ტყვიის თეთრას საღებავი მაღალი ხარისხისაა – კარგად ფარავს ზედაპირს, მაგრამ ჰაერზე, თუ იგი გოგირდწყალბადის თუნდაც სულ მცირე რაოდენობას შეიცავს დროთა განმავლობაში **შავდება** ტყვიის სულფიდის (PbS) წარმოქმნის გამო.

ტყვია(II)-ის ქრომატი ($PbCrO_4$) მიიღება ტყვიის აცეტატზე ბიქრომატის მოქმედებით:



ტყვიის ქრომატი ღია ყვითელი ფერის ძნელად ხსნადი მარილია. იგი ადვილად იხსნება აზოტმჟავასა და ტუტეში. ტყვიის ფუძე ქრომატი ($2PbO \cdot PbCrO_4$) ბუნებაში მოიპოვება მინერალ **მელანქრომიტის** სახით.

ტყვიის ქრომატი ტექნიკურად მნიშვნელოვანი ნაერთია, გამოიყენება ყვითელი ფერის ზეთის საღებავის დასამზადებლად.

ტყვია(II)-ის სულფატი ($PbSO_4$) ტყვიის მარილების ხსნარებიდან თეთრი ნალექის სახით გამოიყოფა გოგირდმჟავას მოქმედებისას. ტყვიის სულფატი ძნელად ხსნადი მარილია, უკეთ იხსნება კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში, მარილმჟავასა და აზოტმჟავაში. მასზე ტუტის მოქმედებით მიიღება ჰიდროქსიპლუმბიტები ($PbSO_4 + 3NaOH = Na[Pb(OH)_3] + Na_2SO_4$).

ბუნებაში ტყვიის სულფატი გვხვდება მქონე მინერალ ანგლეზიტის რომბული კრისტალების სახით. მისი სუფთა კრისტალები ბროლივით გამჭვირვალეა.

ტყვიის ტეტრაჰალოგენიდები. კონცენტრირებულ მარილმჟავაში ტყვიის დიოქსიდის გახსნით მიიღება ტყვიის ტეტრაქლორიდი

$(4HCl + PbO_2 = PbCl_4 + 2H_2O)$, რომელიც ადვილად იშლება ქლორის გამოყოფით ($PbCl_4 \rightleftharpoons PbCl_2 + Cl_2$). მეორე რეაქცია შექცევადია. ტყვიის ტეტრაქლორიდის ხსნარიდან გამოყოფა საკმაოდ ძნელია. $PbCl_4$ გამოყოფილია ყვითელი ფერის სითხის სახით კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში, რომელშიც იგი არ იხსნება.

ბევრად უფრო მდგრადია ტყვიის ტეტრაქლორიდის ნაწარმი – ქლორპლუმბატი ($M_2^I[PbCl_6]$), რომლის ურთიერთქმედებით ბრომიდთან და იოდიდთან მიღებულია ბრომპლუმბატი ($M_2^I[PbBr_6]$) და იოდპლუმბატი ($M_2^I[PbI_6]$).

ტყვია(IV)-ის სულფატი ($Pb(SO_4)_2$) მიიღება 80% გოგირდმჟავას ელექტროლიზით ტყვიის ელექტროდებს შორის. ტყვიის დისულფატი უფრო ძლიერი მჟანგავია, ვიდრე ტყვიის ორჟანგი (PbO_2).

ტყვიის ნაერთი ძლიერი საწამლაია.

დარიშხან(III)-ის ქლორიდი ($AsCl_3$), მეტაარსენიტი ($NaAsO_2$) და ორთოარსენიტი (Na_3AsO_3) მიიღება მარილმჟავას მოქმედებით დარიშხან(III)-ის ოქსიდზე ($6HCl + As_2O_3 = 2AsCl_3 + 3H_2O$), $AsCl_3$ წარმოადგენს უფერო სითხეს, რომელიც ტენიან ჰაერზე ბოლავს. სამქლორიანი დარიშხანის ორთქლი ძლიერი შხამია. As_2O_3 -ზე ტუტის მოქმედებით წარმოიქმნება მეტადარიშხანოვანმჟავას მარილი, მეტაარსენიტი ($2NaOH + As_2O_3 = 2NaAsO_2 + H_2O$). ტუტე მეტალის მეტაარსენიტი კარგად იხსნება წყალში, უფრო მცირედ ტუტე მიწათა მეტაარსენიტები, ხოლო მძიმე მეტალის მეტაარსენიტი წყალში უხსნარია. ორთოდარიშხანოვანმჟავას (H_3AsO_3) შესაბამისი მარილი – ორთოარსენიტი (Na_3AsO_3 და სხვ.) მიიღება დარიშხან(III)-ის ოქსიდზე ტუტის მოქმედებით ($As_2O_3 + 6KOH = 2K_3AsO_3 + 3H_2O$).

დარიშხან(V)-ის მარილები – არსენატი (Na_3AsO_4), ჰიდროარსენატი (Na_2HAsO_4) და დიჰიდროარსენატი (NaH_2AsO_4).

დარიშხან(V)-ის მარილი არსენატი, მაგალითად ნატრიუმის არსენატი (Na_3AsO_4) მიიღება დარიშხანმჟავაზე (H_3AsO_4) შესაბამისი ტუტის მოქმედებით ($H_3AsO_4 + 3NaOH = Na_3AsO_4 + 3H_2O$). ჰიდროარსენატი მიიღება რეაქციით $H_3AsO_4 + 2NaOH = Na_2HAsO_4 + 2H_2O$, ხოლო დიჰიდროარსენატი – რეაქციით $H_3AsO_4 + NaOH = NaH_2AsO_4 + H_2O$. მჟავურ გარემოში დარიშხანმჟავას მარილი –

არსენატი ასრულებს მჟანგავის როლს, მაგალითად, $Na_3AsO_4^{5+} + 2HI = Na_3AsO_3^{3+} + I_2 + H_2O$ (ნატრიუმის არსენატი გარდაიქმნება ნატრიუმის არსენიტად). აგრეთვე ცნობილია, მეტადარიშხანმჟავას ($HAsO_3$) შესაბამისი მარილები – მეტაარსენატები (მაგალითად, $NaAsO_3$, $Ca(AsO_3)_2$ და სხვ.).

დარიშხანის შემცველი პრეპარატები იხმარება სისხლნაკლებობის, დაუძღურების შემთხვევაში, აგრეთვე სტომატოლოგიურ პრაქტიკაში. დარიშხანის მარილები (Na_3AsO_4 , $Ca_3(AsO_4)_2$, $Ca(AsO_2)_2$) როგორც ინსექტიციდები გამოიყენება მცენარეთა მავნებლების წინააღმდეგ ბრძოლაში და სხვ.

სტიბიუმ(III)-ისა და (V)-ის ჰალოგენიდები ($SbHal_3$ და $SbHal_5$, სადაც $Hal = F, Cl, Br$ და I) მიიღება სტიბიუმისა და ჰალოგენის უშუალო ურთიერთქმედებით ($2Sb + 3F_2 = 2SbF_3$, $2Sb + 3I_2 = 2SbI_3$, $4Sb + 5F_2 = 2Sb_2F_5$, $4Sb + 5Cl_2 = 2Sb_2Cl_5$ და სხვ.). სტიბიუმის ჰალოგენიდები, როგორც სუსტი ფუძის მარილები, წყალხსნარში განიცდის ძლიერ ჰიდროლიზს, რის შედეგადაც მიიღება ფუძური მარილი (მაგალითად, $SbCl_3 + 2H_2O = Sb(OH)_2Cl + 2HCl$). სტიბიუმის ჰიდროქსოქლორიდი ($Sb(OH)_2Cl$) ადვილად კარგავს წყალს და მიიღება ოქსიქლორიდი ($Sb(OH)_2Cl = SbOCl + H_2O$). მარილში ($SbOCl$) ჯგუფი (SbO)⁺ ასრულებს ერთვალენტოვანი მეტალის როლს და მას ანთიმონილს უწოდებენ. შესაბამისად, $SbOCl$ ანთიმონილის ქლორიდი ან სტიბიუმის ოქსიქლორიდი ეწოდება.

სტიბიუმის ჰალოგენიდები თავისი თვისებებით არსებითად განსხვავდება ტიპური მარილისაგან – მაგალითად, ისინი ჰიდროლიზურად უფრო ძლიერ იშლება, ვიდრე ელექტროლიზურად; მათი აქროლადობა ძლიერია, დისოციაცია კი – საერთოდ სუსტი.

სტიბიუმ(III)-ისა და (V)-ის ჟანგბადშემცველი მარილები (სტიბიტი, მაგალითად, $NaSbO_2$ და სტიბატი, მაგალითად, Na_3SbO_4), რომელთა მიღება შეიძლება შესაბამისად $Sb_2O_3 + 2NaOH = 2NaSbO_2 + H_2O$ და $Sb_2O_5 + 6NaOH = 2Na_3SbO_4 + 3H_2O$ (სტიბიუმ(V)-ის ოქსიდის შედნობით ტუტესთან).

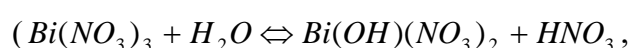
ცნობილია, აგრეთვე მეტასტიბატები ($NaSbO_3$, $KSbO_3$) და პიროსტიბატები ($Na_4Sb_2O_7$, $K_4Sb_2O_7$). რენტგენოსტრუქტურული ანალიზით დადასტურებულია, რომ აღნიშნული მარილები პოლიმერულია.

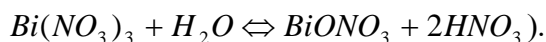
სტიბიუმი და მისი ნაერთები გამოკრისტალდებიან ფართოვდება, ამიტომ მათ ფართო გამოყენება პოვეს სასტამბო შრიფტების დამზადებაში. მათ იყენებენ აგრეთვე გერმანიუმის დანამატად, რადგან მნიშვნელოვნად აუმჯობესებს მის ნახევარგამტარულ თვისებებს.

ბისმუტ(III)-ისა და (V)-ის მარილები.

ბისმუტ(III)-ის და (V)-ის ჰალიდები მიიღება მარტივი ნივთიერებების – ბისმუტისა და ჰალოგენების უშუალო ურთიერთქმედებით ($2Bi + 3Cl_2 = 2BiCl_3$, $2Bi + 5F_2 = 2BiF_5$). ბისმუტ(III)-ის ქლორიდი ასევე მიიღება მისი გახსნისას სამეფო წყალში ($HNO_3 + 3HCl$) და შემდგომი გამოხდით ($Bi + HNO_3 + 3HCl = BiCl_3 + NO + 2H_2O$). ბისმუტ(III)-ის ქლორიდი თეთრი კრისტალური ნივთიერებაა. წყალში გახსნისას, ჰიდროლიზის შედეგად, წარმოიქმნება ბისმუტის უხსნარი ჰიდროქსიქლორიდი ($BiCl_3 + H_2O = Bi(OH)Cl_2 + HCl$) – და ოქსიქლორიდი ($BiCl_3 + H_2O = BiOCl + 2HCl$), რომლებიც თეთრი ნალექის სახით გამოიყოფა. ბისმუტ(III)-ის ოქსიქლორიდი ($BiOCl$) სინათლის მოქმედებით მუქდება, სიბნელეში კი ისევ თეთრდება. შეიძლება ითქვას, რომ ბისმუტ(III)-ის მარილი წყალხსნარში ადვილად ჰიდროლიზდება ფუძური მარილის წარმოქმნით. ზოგადად კი ბისმუტის ჰალიდების ჰიდროლიზი მიმდინარეობს იმ ტიპის მარილის ჰიდროლიზის მიხედვით, რომელიც წარმოქმნილია სუსტი ფუძითა და ძლიერი მჟავათი. მაგალითად, $Bi(NO_3)_3 + H_2O \rightleftharpoons BiONO_3 + 2HNO_3$. რადიკალი (BiO)⁺ – ბისმუტილი ასრულებს ერთვალენტოვანი მეტალის როლს.

ბისმუტ(III)-ის ნიტრატი ($Bi(NO_3)_3$) მიიღება ბისმუტის ჰიდროქსიდზე შესაბამისი მჟავას მოქმედებით ($Bi(OH)_3 + 3HNO_3 = Bi(NO_3)_3 + 3H_2O$). მისი მიღება ასევე შეიძლება ბისმუტისა და განზავებულ აზოტმჟავას უშუალო ურთიერთქმედებით ($Bi + 4HNO_3 = Bi(NO_3)_3 + NO + 2H_2O$). იგი უფეროა, წყალში კარგად იხსნება. მიღებული ხსნარი გამჭვირვალეა, თუ იგი მჟავას ჭარბად შეიცავს. სუფთა წყალხსნარში ბისმუტის ნიტრატი ჰიდროლიზურად იშლება და გამოილეკება უხსნარი ჰიდროქსი- და ოქსიმარილები:





ბისმუტის ფუძური ნიტრატი იხმარება გამოწვის დროს მოქრული ფაიფურის ზედაპირის ფიქსაციისათვის, ხოლო ბისმუტილნიტრატი – მედიცინაში, სამკურნალო პრეპარატების დასამზადებლად.

ბისმუტ(III)-ის სულფატი ($Bi_2(SO_4)_3$) მიიღება ბისმუტ(III)-ის ოქსიდზე (Bi_2O_3) ან თავად ბისმუტზე კონცენტრირებული გოგირდმჟავას მოქმედებით

$$(Bi_2O_3 + 3H_2SO_4 = Bi_2(SO_4)_3 + 3H_2O, \quad 2Bi + 6H_2SO_4 = Bi_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O).$$

ბისმუტ(III)-ის სულფატი თეთრი, ჰიგროსკოპიული ნივთიერებაა.

ბისმუტი და მისი ზოგიერთი ნაერთი ადვილად ეკვრის მინას და იხმარება სარკეების დასამზადებლად, მინისა და მეტალის ერთმანეთთან მისარჩილავად და სხვ.

სპილენძ(II)-ის ჰალიდები (CuF_2 , $CuCl_2$, $CuBr_2$, CuI_2) ადვილად მიიღება მათი უშუალო ურთიერთქმედებით, მაგალითად, ტენიან ქლორთან გაცხელებისას წარმოიქმნება სპილენძ(II)-ის ქლორიდი ($Cu + Cl_2 = CuCl_2$). მისი მიღება ასევე შეიძლება სპილენძ(II)-ის ჰიდროქსიდის შესაბამის მჟავაში (HCl) გახსნით $[Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + 2H_2O]$ გახურებით კონცენტრირებული ჰალოგენწყალბადმჟავა რეაგირებს მეტალურ სპილენძთან ჰაერზე ან ჟანგბადის არეში (სპილენძი სტანდარტულ ელექტროდულ პოტენციალთა რიგში არის წყალბადის შემდეგ, ამიტომ იგი მჟავეებიდან წყალბადს ვერ აძევებს):

$$2Cu + 4HCl + O_2 = 2CuCl_2 + 2H_2O.$$

სპილენძ(II)-ის სულფატი ($CuSO_4$) მიიღება სპილენძის გახსნით ცხელ კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში ($Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$). ეს რეაქცია შეიძლება შემდეგ საფეხურებად დავშალოთ. თავდაპირველად, სპილენძი იჟანგება გოგირდმჟავას მოქმედებით, ამ დროს გოგირდმჟავა აღდგება (გოგირდოვანმჟავამდე):

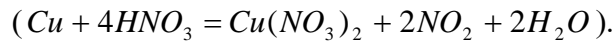
$$Cu + H_2SO_4 = CuO + H_2SO_3.$$

გოგირდოვანმჟავა არამდგრადობის გამო თავისით იშლება: $H_2SO_3 = SO_2 + H_2O$. სპილენძის ოქსიდი იხსნება ჭარბ გოგირდმჟავაში ($CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$). სპილენძის სულფატი მიიღება აგრეთვე სპილენძ(II)-ის ჰიდროქსიდის გოგირდმჟავასთან ურთიერთქმედებით ($Cu(OH)_2 + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O$).

სპილენძის სულფატი (შაბიამანი) $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, სპილენძის აჯასპი (აჯასპი მეტალის – Fe , Cu , Zn , Co , Ni სულფატების კრისტალჰიდრატების ტექნიკური სახელწოდებაა) გამოიყენება მცენარეთა მავნებლებთან

საბრძოლველად. მედიცინაში – ანტისეპტიკურ, შემკვრელ და მოსაწვავ საშუალებად, თვალის თერაპიაში, ანემიის საწინააღმდეგოდ, ჩიყვის პროფილაქტიკისა და მკურნალობისათვის (იოდთან ერთად) და სხვ. ბორდოს სითხე (შაბიამნისა და კირხსნარის ნარევი) გამოიყენება როგორც ფუნგიციდი.

სპილენძ(II)-ის ნიტრატის ($Cu(NO_3)_2$) მიღება შეიძლება სპილენძის გახსნით კონცენტრირებულ აზოტმჟავაში:



იგი ასევე მიიღება სპილენძის ურთიერთქმედებით განზავებულ აზოტმჟავასთან ($3Cu + 8HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$). სპილენძის ნიტრატის მიღების ყველაზე ხელმისაწვდომი ხერხია სპილენძ(II)-ის ჰიდროქსიდზე აზოტმჟავას მოქმედება ($Cu(OH)_2 + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2H_2O$).

მარილში NO_3^- -ის იონის არსებობა ადვილად დადგინდება კონცენტრირებულ გოგირდმჟავასა და სპილენძთან მარილის გახურებით ($Cu + 2H_2SO_4 + 2NaNO_3 = CuSO_4 + Na_2SO_4 + 2NO_2 + 2H_2O$). ამ რეაქციის მიმდინარეობის დამახასიათებელ ნიშანს წარმოადგენს მურა ფერის აირის (NO_2) გამოყოფა და ხსნარის ცისფრად შეფერვა (სპილენძის ჰიდრატირებული იონების შეფერილობა).

ნიტრატების მიერ ჟანგბადის ადვილად გაცემას ემყარება მათი გამოყენება პიროტექნიკაში – ფეთქებადი ნივთიერებების დასამზადებლად ($2Cu(NO_3)_2 = 2CuO + 4NO_2 + O_2$). სპილენძის მრავალ სხვა მარილს ფართო პრაქტიკული გამოყენება აქვს ტექნიკასა და ყოფა-ცხოვრებაში.

ვერცხლის ჰალოგენნაერთები (AgF , $AgCl$, $AgBr$, AgI) მიიღება ჰალოგენების (F , Cl , Br , I) უშუალო ურთიერთქმედებით (ტენისა და სინათლის პირობებში) მეტალურ ვერცხლთან ($2Ag + Cl_2 = 2AgCl$, $2Ag + Br_2 = 2AgBr$). ვერცხლის ფთორიდი კარგად იხსნება წყალში, ხოლო ქლორიდი, ბრომიდი და იოდიდი წყალში უხსნარია. მაგრამ ვერცხლის ყველა ჰალიდი იხსნება ამიაკსა ($AgCl + 2NH_4OH = [Ag(NH_3)_2]Cl + 2H_2O$) და ციანიდებში ($AgBr + 2KCN = K[Ag(CN)_2] + KBr$).

ვერცხლის ჰალიდებს შორის ფართოდ გამოიყენება მიეცა ვერცხლის ქლორიდი ($AgCl$) და ბრომიდი ($AgBr$), რომლებიც ფოტომგრძობიარობით ხასიათდება – სინათლის გავლენით $AgCl$ აღდგება ($AgCl \xrightarrow{h\nu} Ag + 1/2Cl_2$). ასევე გარდაიქმნება ვერცხლის ბრომიდი. $AgCl$ -გან მზადდება ლინზები

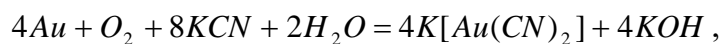
ინფრაწითელი გამოსხივებისათვის და რადარების ეკრანები. AgI -იც გამოიყენება სინათლისადმი მგრძობიარე ავსკების მისაღებად.

ვერცხლის ნიტრატი ($AgNO_3$) მიიღება მეტალური ვერცხლის გახსნით კონცენტრირებულ აზოტმჟავაში ($Ag + 2HNO_3 = AgNO_3 + NO_2 + H_2O$). მისი მიღება შეიძლება აგრეთვე ვერცხლის ფთორიდის წყალხსნარზე აზოტმჟავას მოქმედებით ($AgF + HNO_3 = AgNO_3 + HF$).

ვერცხლის მარილებიდან დიდი გამოყენება აქვს ნიტრატს, რომელიც კარგად იხსნება წყალში, სპირტსა და აცეტონში. $AgNO_3$ -ის წყალხსნარებიდან, აღმდგენლების მოქმედებით, მიიღება მეტალური ვერცხლი $AgNO_3 + \underset{\text{ფორმალდეჰიდი}}{HCHO} = Ag + NO_2 + HCOOH$. ამ გზით მზადდება სარკეები, თერმოსები, დიუარის ჭურჭელი და სხვ.

ოქრო(III)-ის ქლორიდი ($AuCl_3$) მიიღება ოქროს ფხვნილზე ჭარბი ქლორის მოქმედებით ($200^\circ C$): $2Au + 3Cl_2 = 2AuCl_3$. ოქრო(III)-ის ქლორიდი არის ძირითადი საწყისი ნივთიერება ოქროს სხვა ნაერთების მისაღებად: $AuCl_3 + 3HNO_3 = Au(NO_3)_3 + 3HCl$, $AuCl_3 + 3NaOH = Au(OH)_3 + 3NaCl$ და სხვ. ოქრო(III)-ის ჰიდროქსიდი ადვილად იხსნება ტუტეში ჰიდროქსოაურატის წარმოქმნით: $Au(OH)_3 + NaOH = Na[Au(OH)_4]$. ოქრო(III)-ის ჰიდროქსიდის მჟავაში გახსნაც ანიონური კომპლექსების წარმოქმნის ხარჯზე ხდება: $Au(OH)_3 + 4HNO_3 = H[Au(NO_3)_4] + 3H_2O$.

ოქრო(III)-ის ნაერთები (ქლორიდი, ნიტრატი და სხვ.) ხასიათდება გარკვეული მდგრადობით და ადვილად წარმოქმნიან კოორდინაციულ ნაერთებს:



ოქროსა და მის მარილებს იყენებენ ელექტროტექნიკაში, სტომატოლოგიაში, საიუველირო ნაკეთობების დასამზადებლად. ოქროს იყენებენ აგრეთვე მინის, ფაიფურის ან მეტალთა ზედაპირის დასაფარავად. კოლოიდური ოქრო გამოიყენება როგორც ანტისეპტიკური საშუალება მედიცინაში. საიუველირო ნაწარმში ოქროს ურევენ სპილენძსა და ვერცხლს – მათში ოქრო შედის 37,5; 58,3; 75,0 და 91,6% ოდენობით.

თუთიის ჰალიდები (ჰალოგენიდები – ZnF_2 , $ZnCl_2$, $ZnBr_2$, ZnI_2) მიიღება უშაულო ურთიერთქმედებით (მაღალ ტემპერატურაზე, ხოლო ნესტიან

პირობებში ოთახის ტემპერატურაზეც) ჰალოგენებთან ($Zn + F_2 = ZnF_2$, $Zn + Cl_2 = ZnCl_2$ და სხვ.). თუთიის ჰალიდებიდან წყალში უხსნარია მხოლოდ თუთიის ფთორიდი (ZnF_2). ყველა მათგანი თეთრი ფერის, მყარი კრისტალური ნივთიერებაა. თავად თუთია არ არის ტოქსიკური მეტალი, მაგრამ მისი ზოგიერთი ნაერთი, მაგალითად, თუთიის ქლორიდის ($ZnCl_2$) დიდი რაოდენობით შესუნთქვა – უაღრესად სახიფათოა ჯანმრთელობისათვის (ეს გარემოება მხედველობაში უნდა იქნეს მიღებული რჩილვის დროს – თუთიის გამოყენებისას).

თუთიის ჰალიდებიდან გამოყენება აქვს თუთიის ქლორიდს – ადვილად წარმოქმნის რთული შედგენილობის კომპლექსურ ნაერთებს, რომლებზეც დიდი მოთხოვნილებაა ბიოქიმიურ ტექნოლოგიებში ახალი მასალების წარმოებისათვის. თუთიის ქლორიდი აგრეთვე იხმარება ხის წარმოებაში – თუთიის ქლორიდით იჟღენთება ხე-ტყე, რაც იცავს მას ღპობისაგან, გამოიყენება ასევე პერგამენტის დასამზადებლად და რჩილვის წინ მეტალის ზედაპირების გასასუფთავებლად. თუთიის ქლორიდს იყენებენ მედიცინაში სამკურნალო პრეპარატების დასამზადებლად.

თუთიის სულფატის ($ZnSO_4$) მიღება შეიძლება მისი გახსნით განზავებულ გოგირდმჟავაში ($Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2 \uparrow$), იგი მოქმედებს როგორც აღმდგენიც კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში ($Zn + 2H_2SO_4 = ZnSO_4 + SO_2 + 2H_2O$). იგი არის თეთრი ფერის კრისტალური ნივთიერება, კარგად ხსნადია წყალსა და ორგანულ გამხსნელში.

თუთიის სულფატი ერთ-ერთი მნიშვნელოვანი ნაერთია, რომლისგანაც მიიღება თუთიის დანარჩენ ნივთიერებები. თუთიის სულფატისა და ბარიუმის სულფიდის ურთიერთქმედებით მიიღება თეთრი პიგმენტი – ლითოფონი ($ZnSO_4 + BaS = ZnS + BaSO_4$), რომელიც იხსნება ზეთში და ასეთი სახით იხმარება საღებავის დასამზადებლად. იგი ერთ-ერთ საუკეთესო საღებავად არის მიჩნეული. ზედმიწევნით სუფთა თუთია მიიღება თუთიის სულფატის ($ZnSO_4$) წყალხსნარის ელექტროლიზით, რომელზეც დიდი მოთხოვნილებაა.

თუთიის ნიტრატი ($Zn(NO_3)_2$) მიიღება თუთიის ჰიდროქსიდის გახსნით აზოტმჟავაში ($Zn(OH)_2 + 2HNO_3 = Zn(NO_3)_2 + 2H_2O$) ან მეტალური თუთიის უშუალო ურთიერთქმედებით აზოტმჟავასთან

$(4Zn + 10HNO_3 = 4Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O)$. იგი თეთრი ფერის, წყალში კარგად ხსნადი მარილია.

თუთიის ნიტრატი გამოიყენება არაორგანული და ორგანული ნაერთების სინთეზში ახალი მაღალტექნოლოგიური მასალების მიზანმიმართული წარმოებისათვის.

კადმიუმის ჰალიდების (CdF_2 , $CdCl_2$, $CdBr_2$, CdI_2) მიიღება შეიძლება ჰალოგენების ურთიერთქმედებით გავარვარებულ ($500^\circ C$) კადმიუმზე ($Cd + F_2 = CdF_2$, $Cd + Cl_2 = CdCl_2$), ან აირადი ჰალოგენწყალბადების გატარებით გახურებულ კადმიუმის ოქსიდზე ($CdO + 2HBr = CdBr_2 + H_2O$, $CdO + 2HI = CdI_2 + H_2O$). კადმიუმის ჰალიდები თეთრი, მყარი კრისტალური ნივთიერებებია, კადმიუმის ფთორიდის (CdF_2) გამოკლებით, ყველა დანარჩენი კარგად იხსნება წყალში, სპირტსა და სხვა ორგანულ გამხსნელებში.

კადმიუმის ჰალიდები გამოიყენება არაორგანული და ორგანული ნაერთების სინთეზში.

კადმიუმის სულფიდი (CdS) მიიღება კადმიუმზე უშუალოდ გოგირდის (S) ან გოგირდწყალბადის (H_2S) მოქმედებით ($Cd + S = CdS$, $Cd + H_2S = CdS + H_2$), რეაქციის შედეგად გამოიყოფა ინტენსიური ყვითელი ფერის კრისტალური ნივთიერებები. კადმიუმის სულფიდი გახურებით იხსნება კონცენტრირებულ მარილმჟავაში ($CdS + 4HCl = H_2[CdCl_4] + H_2S$), განზავებულ მარილმჟავასა ($3CdS + 8HNO_3 = 3Cd(NO_3)_2 + 2NO + 3S + 4H_2O$) და ტუტე მეტალთა ციანიდების ხსნარში ($CdS + 4KCN = K_2[Cd(CN)_4] + K_2S$).

კადმიუმის სულფიდი გამოიყენება ყვითელი ფერის ზეთის საღებავებისა და ფერადი მინების დასამზადებლად. კადმიუმის ორთქლი ყვითელი ფერისაა და მეტად ტოქსიკურია. საერთოდ, კადმიუმის ნაერთებთან მუშაობისას, მისი მაღალი ტოქსიკურობის გამო, დიდი სიფრთხილეა საჭირო.

ვერცხლისწყლის ჰალიდები (Hg_2Cl_2 და $HgCl_2$) მიიღება ოთახის ტემპერატურაზე ვერცხლისწყლის ურთიერთქმედებით ჰალოგენებთან (ფთორი, ქლორი, ბრომი, იოდი) – რეაქციების შედეგად წარმოიქმნება Hg_2Cl_2 და $HgCl_2$. ვერცხლისწყლის ერთ-ერთ ქლორიდს, კერძოდ, Hg_2Cl_2 – კალომელი ეწოდება. იგი თეთრი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა. ამონიუმის ტუტით (NH_4OH) შესველებისას, იგი ინტენსიურ შავ ფერს იღებს. კალომელში (Hg_2Cl_2) ვერცხლისწყლის ჟანგვის რიცხვი ფორმალურად +1-ის ტოლია, მაგალითად,

ვერცხლისწყალი შეიძლება არსებობდეს კატიონის $(Hg - Hg)^{2+}$ ან Hg_2^{2+} და აგრეთვე ჩვეულებრივი კატიონის Hg^{2+} - სახით. ორივე სახის კატიონსა და მეტალურ ვერცხლისწყალს შორის არსებობს წონასწორობა: $(Hg - Hg)^{2+} \Leftrightarrow Hg^{2+} + Hg^0$, რომელიც ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე და წყალხსნარებში გადანაცვლებულია მარცხნივ, ხოლო გახურების ან სინათლისა და ქიმიური რეაქტივების მოქმედებით – მარჯვნივ.

ვერცხლისწყლის(I) ყველა ნაერთში მისი ატომები ერთმანეთთან შეერთებულია კოვალენტური ბმებით – $Hg -$ ან $-Hg - Hg -$. შესაბამისად ამ ნაერთებშიც ვერცხლისწყალი ორვალენტოვანია, მაგრამ Hg -ის თითოეული ატომის ვალენტობის ერთეული იხარჯება Hg -ის მეორე ატომთან ბმაზე, მაგალითად, Hg_2Cl_2 ანუ $Cl - Hg - Hg - Cl$.

ვერცხლისწყალ(I)-ის ქლორიდის (Hg_2Cl_2) ანუ კალომელის მიღება შეიძლება $HgCl_2$ -ისა და Hg -ის ნარევის გახურებით ($HgCl_2 + Hg = Hg_2Cl_2$). კალომელი (Hg_2Cl_2) გამოიყენება მედიცინაში. მისგან ასევე ამზადებენ ელექტროდებს.

ვერცხლისწყალ(II)-ის ქლორიდი ($HgCl_2$) ანუ სულემა მიიღება ვერცხლისწყლის უშუალო ურთიერთქმედებით ქლორთან ($Hg + Cl_2 = HgCl_2$). ჩვეულებრივ სულემა მიიღება Hg (II)-ის სულფატის გახურებით ნატრიუმის ქლორიდთან ($HgSO_4 + 2NaCl = HgCl_2 + Na_2SO_4$).

სულემა ($HgCl_2$) ძლიერი საწამლაია, ხასიათდება ფუნგიციდური და ბაქტერიციდური თვისებებით.

ვერცხლისწყალთან მუშაობის დროს საჭიროა დიდი სიფრთხილე – ვერცხლისწყლის აქროლადობისა და მისი ორთქლის ტოქსიკურობის გამო.

ლანთანის ჰალიდები (LaF_3 , $LaCl_3$, $LaBr_3$, LaI_3) მიიღება ლანთანის უშუალო ურთიერთქმედებით ჰალოგენებთან ($2La + 3F_2 = 2LaF_3$, $2La + 3Cl_2 = 2LaCl_3$ და სხვ.). ლანთანის ჰალიდები ასევე მიიღება ლანთანის გახსნით განზავებულ მჟავაში ($2La + 6HCl = 2LaCl_3 + 3H_2$) ან ლანთანის ქლორზე ბრომწყალბადის მოქმედებით ($LaCl_3 + 3HBr = LaBr_3 + 3HCl$).

ლანთანის სულფატის ($La_2(SO_4)_3$) მიღება შეიძლება ლანთანის ჰიდროქსიდის ($La(OH)_3$) გახსნით გოგირდმჟავაში ($2La(OH)_3 + 3H_2SO_4 = La_2(SO_4)_3 + 6H_2O$). მისი მიღება ასევე შეიძლება

მისი, როგორც აქტიური მეტალის, გახსნით შესაბამის მუავაში
($2La + 3H_2SO_4 = La_2(SO_4)_3 + 3H_2O$).

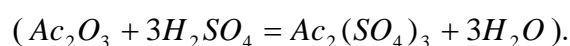
ლანთანის ნიტრატი ($La(NO_3)_3$) მიიღება ლანთანის
ჰიდროქსიდზე აზოტმუავას მოქმედებით ($LaCl_3 + 3HNO_3 = La(NO_3)_3 + 3HCl$,
 $La_2O_3 + 6HNO_3 = 2La(NO_3)_3 + 3H_2O$).

ლანთანის მარილები უფეროა, კარგად იხსნებიან წყალში (მაგალითად, ქლორიდები, ბრომიდები, სულფატები, ნიტრატები და აცეტატები), ხოლო მცირედ ხსნადია – ფთორიდები, ფოსფატები, კარბონატები და ოქსალატები. ლანთანის ყველა მარილი ადვილად ჰიდროლიზებადია, ამჟღავნებს კომპლექსური და ორმაგი მარილების წარმოქმნის უნარს.

ლანთანის მარილები იხმარება მინის მრეწველობაში – ისინი მინას ანიჭებენ ულტრაიისფერი სხივების შთანთქმის უნარს. ლანთანის ჰალიდები გამოიყენება, როგორც კატალიზატორები. ლანთანის ზოგიერთი ნაერთი იხმარება აგრეთვე რადიოტექნიკაში.

აქტინიუმის ჰალიდები (AcF_3 , $AcCl_3$, $AcBr_3$, AcI_3) მიიღება აქტინიუმის ჰიდროქსიდზე ($Ac(OH)_3$) ტეტრაჰალოგენმეთანის ($CHal_4$) მოქმედებით ($4Ac(OH) + 3CCl_4 = 4AcCl_3 + 3CO_2 + 6H_2O$, $4Ac(OH)_3 + 3CBr_4 = 4AcBr_3 + 3CO_2 + 6H_2O$ და სხვ.). მათი მიღება ასევე შეიძლება ჩვეულებრივ პირობებში, აქტინიუმის ფუძის ურთიერთქმედებით ჰალოგენწყალბადმუავებთან ($Ac(OH)_3 + 3HF = AcF_3 + 3H_2O$, $Ac(OH) + 3HCl = AcCl_3 + 3H_2O$). აქტინიუმის მარილებიდან წყალში კარგად ხსნადია ქლორიდი, ბრომიდი, იოდიდი, ხოლო ნაკლებხსნადია ფთორიდი. აქტინიუმის ჰალიდები უფეროა, გამონაკლისია მხოლოდ შავი ფერის აქტინიუმის სულფიდი (Ac_2S_3). ლანთანის მარილებისგან განსხვავებით, აქტინიუმის მარილები ძნელად განიცდიან ჰიდროლიზს, რადგან მათ ხასიათდება ძლიერი ფუძური თვისებები აქვთ.

აქტინიუმის სულფატის ($Ac_2(SO_4)_3$) მიღება შეიძლება აქტინიუმის ოქსიდის (Ac_2O_3) გახსნით შესაბამის მუავაში:



მისი მიღება შეიძლება აგრეთვე აქტინიუმის ფუძის ურთიერთქმედებით გოგირდმუავასთან ($2Ac(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Ac_2(SO_4)_3 + 6H_2O$). აქტინიუმის სულფატი უფეროა, წყალში კარგად ხსნადია მაშინ, როდესაც ძნელად ხსნადია აქტინიუმის ორმაგი სულფატი ($K[Ac(SO_4)_2]$).

აქტინიუმის ნიტრატის ($Ac(NO_3)_3$) მიღება შეიძლება მეტალური აქტინიუმის გახსნით განზავებულ აზოტმჟავაში, ამასთან იგი HNO_3 აღადგენს ამონიუმის ნიტრატამდე ($8Ac + 30HNO_3 = 8Ac(NO_3)_3 + 3NH_4NO_3 + 9H_2O$). იგი მიიღება აგრეთვე აქტინიუმის ფუძის აზოტმჟავასთან ურთიერთქმედებით ($Ac(OH)_3 + 3HNO_3 = Ac(NO_3)_3 + 3H_2O$). იგი უფეროა, კარგად ხსნადია წყალში. ლანთანის შესაბამის მარილთან შედარებით, აქტინიუმის ნიტრატი ძნელად განიცდის ჰიდროლიზს, რადგან მას აქვს ძლიერი ფუძე თვისებები. აქტინიუმის ზოგიერთი მარილი ლანთანის შესაბამისი მარილის იზომორფულია.

აქტინიუმის ზოგიერთი ჰალიდი, აგრეთვე ნიტრატი, სულფატი, აცეტატი და სხვა გამოიყენება უახლეს ტექნოლოგიებსა და მედიცინაში სამკურნალწამლო პრეპარატების დასამზადებლად.

ტიტან(II)-ის ქლორიდი, ბრომიდი და იოდიდი ($TiCl_2$, $TiBr_2$ და TiI_2)

ტიტანის დიქლორიდი ($TiCl_2$) მიიღება ტიტანის ტრიქლორიდის დისპროპორციონირებით ($2TiCl_3 \rightleftharpoons TiCl_2 + TiCl_4$). მიღებული ტიტანის დიქლორიდი და ტეტრაქლორიდი სხვადასხვა ტემპერატურაზე გამოიხდება. ასეთივე გზით მიიღება ტიტანის დიბრომიდი და დიოდიდი ($2TiBr_3 \rightleftharpoons TiBr_2 + TiBr_4$, $2TiI_3 \rightleftharpoons TiI_2 + TiI_4$). ეს ნაერთები შავი ფერის ფხვნილებია, გახურებისას იშლება.

ტიტან(III)-ის ფთორიდის (TiF_3 , ტრიფთორიდი) მიღება შეიძლება ტიტანის გახსნით შესაბამის ჰალოგენწყალბადმჟავაში, კერძოდ, ფთორწყალბადმჟავაში ($2Ti + 6HF = 2TiF_3 + 3H_2$).

ტიტან(III)-ის ქლორიდი ($TiCl_3$, ტრიქლორიდი) მიიღება ტიტან(II)-ის ოქსიდის გახსნით განზავებულ მარილმჟავაში ($2TiO + 6HCl = 2TiCl_3 + 2H_2O + H_2$). ტიტანის ტრიქლორიდი ასევე მიიღება მისი ტეტრაქლორიდის აღდგენით წყალბადით ($2TiCl_4 + H_2 = 2TiCl_3 + 2HCl$). იგი იისფერი კრისტალია.

ტიტან(IV)-ის ქლორიდის ($TiCl_4$, ტიტანის ტეტრაქლორიდი) მიღება შეიძლება ტიტანის დიოქსიდის (TiO_2) გახსნით მარილმჟავაში ($TiO_2 + 4HCl = TiCl_4 + 2H_2O$). იგი უფეროა, ძლიერ ჰიდროლიზდება წყალხსნარში ($TiCl_4 + 2H_2O = TiO_2 + 4HCl$). წყლის ნაკლებობის შემთხვევაში მიიღება ტიტანილქლორიდი ($TiOCl_2$). ტიტანის ტეტრაქლორიდისთვის დამახასიათებელია აგრეთვე მიერთების რეაქციები, რის შედეგადაც მიიღება კოორდინაციული ნაერთები ($(NH_4)_2[TiCl_6] \cdot 2H_2O$) და სხვ.

ტიტან(IV)-ის ბრომიდის ($TiBr_4$, ტიტანის ტეტრაბრომიდი) და იოდიდის (TiI_4 , ტიტანის ტეტრაიოდიდი) მიღება შეიძლება მარტივი ნივთიერებების სინთეზით ($Ti + 2Br_2 = TiBr_4$, $Ti + 2I_2 = TiI_4$). ტიტანის ტეტრაბრომიდი ყვითელი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა, ხოლო ტეტრაიოდიდი – წითელი ფერის.

ტიტან(III)-ის სულფატი ($Ti_2(SO_4)_3$) მიიღება ტიტან(II)-ის ოქსიდის გახსნით განზავებულ გოგირდმჟავაში ($2TiO + 3H_2SO_4 = Ti_2(SO_4)_3 + 2H_2O + H_2$). იგი, ჩვეულებრივ, იისფერია, კარგად ხსნადია წყალში.

ტიტან(IV)-ის სულფატის ($Ti(SO_4)_2$) მიღება შეიძლება ტიტანის დიოქსიდის გახსნით კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში ($TiO_2 + 2H_2SO_4 = Ti(SO_4)_2 + 2H_2O$). ტიტანის დისულფატი თეთრი ფხვნილია, იხსნება ცივ წყალში.

ტიტანი და მისი ნაერთები კოროზიული მედეგობისა და სხვა უნიკალური თვისებების გამო ფართოდ გამოიყენება ახალი ტექნიკის მასალების, ქიმიური აპარატურის, ძნელდნობადი მინის, ჭიქურის, მინანქრისა და ზეთის თეთრი საღებავების დასამზადებლად და სხვ.

ციროკონიუმ(II)-ის ქლორიდი ($ZrCl_2$) მიიღება მისი ტრიქლორიდის დისპროპორციონირებით ვაკუუმში გაცხელებისას ($2ZrCl_3 \rightleftharpoons ZrCl_2 + ZrCl_4$) – შედეგად მიიღება შავი ფერის დიქლორიდი და თეთრი ტეტრაქლორიდი. ციროკონიუმის მიღება შეიძლება აგრეთვე მის ტეტრაქლორიდზე მეტალური ციროკონიუმის მოქმედებით მაღალ ტემპერატურაზე ($ZrCl_4 + Zr = 2ZrCl_2$).

ციროკონიუმ(II)-ის ბრომიდი ($ZrBr_2$) და იოდიდი (ZrI_2) მიიღება შესაბამისად მათი ტრიქლორიდების ვაკუუმში დისპროპორციონირებით ($2ZrBr_3 \rightleftharpoons ZrBr_2 + ZrBr_4$, $2ZrI_3 \rightleftharpoons ZrI_2 + ZrI_4$). ციროკონიუმის ტეტრაბრომიდსა და ტეტრაიოდიდზე მოქმედებენ მეტალური ციროკონიუმით მაღალ ტემპერატურაზე და მიიღება შესაბამისად დიბრომიდი ($ZrBr_4 + Zr = 2ZrBr_2$) და იოდიდი ($ZrI_4 + Zr = 2ZrI_2$). ციროკონიუმის დიბრომიდი არამდგრადი ნაერთია, გაცხელებისას დისპროპორციონირდება ($2ZrBr_2 = ZrBr_4 + Zr$) და მიიღება ციროკონიუმის ტეტრაბრომიდი ($ZrBr_4$) და მეტალური ციროკონიუმი (Zr).

ციროკონიუმ(IV)-ის ფთორიდი (ZrF_4 , ციროკონიუმის ტეტრაფთორიდი) მიიღება ციროკონიუმის დიოქსიდზე ფთორწყალბადმჟავას მოქმედებით ($ZrO_2 + 4HF = ZrF_4 + 2H_2O$). იგი ასევე მიიღება მეტალურ ციროკონიუმზე ფთორის

მოქმედებისას ($Zr + 2F_2 = ZrF_4$) ან ფხვნილისებრ ცირკონიუმზე მღვობი მუჟავას მოქმედების დროს ($Zr + 4HF = ZrF_4 + 2H_2$).

ცირკონიუმ(IV)-ის ქლორიდი ($ZrCl_4$, ცირკონიუმის ტეტრაქლორიდი) მიიღება მეტალური ცირკონიუმის გაცხელებისას აირადი ქლორის მოქმედებით ($Zr + 2Cl_2 = ZrCl_4$). ცირკონიუმის ტეტრაქლორიდი წყალთან ჰიდროლიზს განიცდის. იგი იხსნება სპირტში, მარილმუჟავაში, ტუტე მეტალთა ქლორიდების ხსნარებში.

ცირკონიუმ(IV)-ის ბრომიდი ($ZrBr_4$, ცირკონიუმის ტეტრაბრომიდი) მიიღება ფხვნილისებრი ცირკონიუმის გაცხელებისას მასზე ბრომის მოქმედებით ($Zr + 2Br_2 = ZrBr_4$). ცირკონიუმის ტეტრაბრომიდი უფერო მიკროკრისტალური ფხვნილია, წყლის მოქმედებით იშლება და მიიღება ცირკონილის (ZnO^{+2}) დიბრომიდი $ZrOBr_2$ და HBr ($ZrBr_4 + H_2O = ZrOBr_2 + 2HBr$).

ცირკონიუმ(IV)-ის სულფატი ($Zr(SO_4)_2$, დისულფატი) მიიღება ცირკონიუმის ტეტრაქლორიდზე კონცენტრირებული გოგირდმუჟავას მოქმედებით ($ZrCl_4 + 2H_2SO_4 = Zr(SO_4)_2 + 4HCl$). ცირკონიუმის სულფატის წყალხსნარის ელექტროლიზის დროს კათოდზე გამოიყოფა წყალბადი, ანოდისაკენ კი მიემართება ცირკონიუმი და მასთან მიბმული სულფატ-იონი. აქედან დასკვნა – ხსნარში ცირკონიუმის სულფატის ფორმულა უნდა იყო $H_2[ZrO(SO_4)_2]$ და მას **ცირკონილგოგირდმუჟავა** ეწოდება.

ცირკონიუმის აზოტმუჟავა მარილი ($Zr(NO_3)_4$) უფერო ჰიგროსკოპიული კრისტალებია, წყალში კარგად იხსნება.

ცირკონიუმის აცეტატი ($Zr(CH_3COO)_4$) მიიღება ცირკონიუმის ტეტრაქლორიდზე ძმარმუჟავას მოქმედებით. აღნიშნულის გარდა, ცირკონიუმი წარმოქმნის ხელატურ ნაერთებს.

ცირკონიუმი და მისი ნაერთების მასალები გამოიყენება აპარატების, კონდესატორების, საორთქლებლების, მიღების, ტუმბოების, მუჟავამდელი სარქველების და სხვა ნაკეთობათა დასამზადებლად. მათ იყენებენ ფოლადის წარმოებაში ჟანგბადის, აზოტისა და გოგირდის მოსაცილებლად. ცირკონიუმის ნაერთების ნაწილი იხმარება ტიგელების, ცეცხლგამძლე და მუჟავაგამძლე აგურის, ფაიფურისა და მინის (ელექტროიზოლატორის), მინანქრის, ჭიქურისა და მდგრადი საღებავების დასამზადებლად.

ჰაფნიუმ(IV)-ის ფთორიდი (HfF_4) მიიღება მისი გახსნით კონცენტრირებულ ფთორწყალბადმუჟაში ($Hf + 4HF = HfF_4 + 2H_2$), აგრეთვე მეტალური ჰაფნიუმისა და ფთორის ურთიერთქმედებით გახურებისას ($Hf + 2F_2 = HfF_4$).

ჰაფნიუმ(IV)-ის ქლორიდის ($HfCl_4$) მიღება შეიძლება ჰაფნიუმის გახსნით „სამეფო წყალში“ ($3Hf + 4HNO_3 + 12HCl = 3HfCl_4 + 4NO + 8H_2O$), აგრეთვე მაღალ ტემპერატურაზე მეტალური ჰაფნიუმისა და ქლორის ურთიერთქმედებით ($Hf + 2Cl_2 = HfCl_4$). ანალოგიურად მიიღება ჰაფნიუმ(IV)-ის ბრომიდი და იოდიდი.

ჰაფნიუმ(IV)-ის ჰალიდები აქროლადი, მყარი კრისტალური ნივთიერებებია. ჰაფნიუმისათვის დამახასიათებელია ორმაგი მარილების წარმოქმნის უნარი, მაგალითად, $(NH_4)_2[HfF_6]$ და სხვ.

ჰაფნიუმი და მისი ზოგიერთი ნაერთი როგორც ახალი ტექნიკური მასალები ფართოდ გამოიყენება ტურბორეაქტიულ ძრავებში, ხელოვნურ თანამგზავრებში და სხვ., აგრეთვე მაღალვაკუუმურ ტექნიკაში აირების ძლიერ შთანთქმის უნარის გამო. ამ ნივთიერებებს იყენებენ აგრეთვე მაღალი გარდატეხის მაჩვენებლის მქონე ოპტიკური მინების დასამზადებლად.

ვანადიუმ(II)-ის ფთორიდი (VF_2) მიიღება ვანადიუმ(III)-ის დისპროპორცირებით ან ვანადიუმ(IV)-ის ფთორიდების წყალბადით აღდგენის შედეგად ($2VF_3 = VF_2 + VF_4$ ან $VF_4 + H_2 = VF_2 + 2HF$). იგი (VF_2) იისფერი კრისტალია.

ვანადიუმ(II)-ის ქლორიდის (VCl_2) მიღება შეიძლება VCl_3 -ის დისპროპორცირებით ($2VCl_3 = VCl_2 + VCl_4$) ან VCl_4 -ის წყალბადით აღდგენისას ($VCl_4 + H_2 = VCl_2 + 2HCl$). ვანადიუმის დიქლორიდი მყარია, ხოლო ვანადიუმის ტეტრაქლორიდი (VCl_4), რომელიც მიიღება ფხვნილისებრი ვანადიუმის გახურებისას ქლორის არეში ($V + 2Cl_2 = VCl_4$), მუქი წითელი ფერის სითხეა, იხსნება ორგანულ გამხსნელში, წყალში განიცდის ჰიდროლიზს ($VCl_4 + H_2O = VOCl_2 + 2HCl$), $VOCl_2$ – ვანადილის დიქლორიდის და HCl -ის წარმოქმნით.

ვანადიუმ(III)-ის ბრომიდისა და იოდიდის მიღება შეიძლება შესაბამისად VBr_3 -ის და VI_3 -ის გახურებით ვაკუუმში ($2VBr_3 = 2VBr_2 + Br_2$, $2VI_3 = 2VI_2 + I_2$).

ვანადიუმ(V)-ის ჰალიდებიდან ცნობილია მხოლოდ ვანადიუმის პენტაფთორიდი (VF_5), უფერო, წყალში კარგად ხსნადი მარილის სახით.

ვანადიუმისა და მისი ნაერთების გამოყენება ტექნიკაში მრავალმხრივია, კერძოდ, ისინი იხმარება, როგორც ერთ-ერთი საუკეთესო კატალიზატორი გოგირმჟავას, მინისა და კერამიკის წარმოებებში. ზოგიერთი მათგანი გამოიყენება როგორც სასუქი სოფლის მეურნეობაში, ხოლო მათი შემცველი პრეპარატები (სამკურნალო წამლო საშუალებები) – მედიცინაში.

ნიობიუმ(II)-ის ფთორიდი (NbF_2) და ქლორიდი ($NbCl_2$) მიიღება ნიობიუმ(II)-ის ოქსიდის გახსნით მდნობ მჟავასა (HF) და მარილმჟავაში (HCl):
 $NbO + 2HF = NbF_2 + H_2O$ და $NbO + 2HCl = NbCl_2 + H_2O$.

ნიობიუმ(III)-ის ქლორიდი ($NbCl_3$) მიიღება მეტალურ ნიობიუმზე ქლორის მოქმედებით ($450^\circ C$): $2Nb + 3Cl = 2NbCl_3$. ნიობიუმის ტრიქლორიდის მიღება ასევე შეიძლება მისი პენტაქლორიდის აღდგენით ($NbCl_5 + H_2 = NbCl_3 + 2HCl$). იგი მცირედ აქროლადი მყარი ნივთიერებაა, არ ურთიერთქმედებს წყალთან. ამავე გზით მიიღება **ნიობიუმის ტრიბრომიდი ($NbBr_3$):** $NbBr_5 + H_2 = NbBr_3 + 2HBr$. ბრომის ეს ნაერთი წყალში ჰიდროლიზის პროდუქტებს წარმოქმნის ($5NbBr_3 = 3NbBr_5 + 2Nb$).

ნიობიუმ(IV)-ის ქლორიდი ($NbCl_4$), ნიობიუმის ტეტრაქლორიდი) წყალში კარგად იხსნება; გაცხელებისას დისპროპორციონირების შედეგად მიიღება $NbCl_3$ და $NbCl_5$ ($2NbCl_4 = NbCl_3 + NbCl_5$). ნიობიუმის ტეტრაქლორიდის კონცენტრირებული წყალხსნარი ლურჯია.

ნიობიუმ(V)-ის ფთორიდი (NbF_5 , ნიობიუმის პენტაფთორიდი) და ქლორიდი ($NbCl_5$, ნიობიუმის პენტაქლორიდი) მიიღება შესაბამისი ელემენტების პირდაპირი ურთიერთქმედებით ($180 - 250^\circ C$): $2Nb + 5F_2 = 2NbF_5$;
 $2Nb + 5Cl_2 = 2NbCl_5$. NbF_5 -ის მიღება ასევე შეიძლება მდნობი მჟავას მოქმედებით მეტალურ ნიობიუმზე.

ნიობიუმ(V)-ის იოდიდი (NbI_5) მიიღება ნიობიუმზე იოდის ორთქლის მოქმედებისას მაღალ ტემპერატურაზე ($300^\circ C$): $2Nb + 5I_2 = 2NbI_5$. ნიობიუმის პენტაფთორიდი (NbI_5) გამოიყენება სუფთა ნიობიუმის მისაღებად.

ნიობიუმი და მისი ნაერთები დიდი რაოდენობით გამოიყენება ვაკუუმურ ტექნიკაში, ელექტროტექნიკასა და რენტგენის აპარატურაში. მათი მნიშვნელოვანი ნაწილი გამოიყენება ძველდნობადი, მჟავამედეგი და ზემაგარი

შენადნობების დასამზადებლად, აგრეთვე ქიმიური ლაბორატორიებისათვის ტიგელების, ამპულების, საღისტილაციო ხელსაწყოების დასამზადებლად.

ტანტალის დიქლორიდი ($TaCl_2$) მიიღება მეტალურ ტანტალზე აირადი ქლორწყალბადის მოქმედებით ($600 - 700^\circ C$): $Ta + 2HCl = TaCl_2 + H_2$. იგი ასევე მიიღება ტანტალის პენტაქლორიდის ალუმინით აღდგენისას ($TaCl_5 + Al = TaCl_2 + AlCl_3$).

ტანტალის ტრიფთორიდი (TaF_3) მიიღება ფთორწყალბადისა და წყალბადის ნარევის მოქმედებისას მეტალურ ტანტალზე ($2Ta + 6HF = 2TaF_3 + 3H_2$).

ტანტალ(III)-ის ქლორიდი ($TaCl_3$) მიიღება ტანტალ(V)-ის ქლორიდზე ალუმინის მოქმედებისას ($3TaCl_5 + 2Al = 3TaCl_3 + 2AlCl_3$). ტანტალის ტრიქლორიდი მწვანე კრისტალური ნივთიერებაა, წყალში გახსნისას განიცდის ჰიდროლიზს.

ტანტალის ტრიბრომიდი ($TaBr_3$) მიიღება აირად ბრომწყალბადის ურთიერთქმედებით მეტალურ ტანტალზე ($550^\circ C$): $2Ta + 3Br_2 = 2TaBr_3$.

ტანტალ(IV)-ის ქლორიდი ($TaCl_4$, ტანტალის ტეტრაქლორიდი) მიიღება ტანტალის პენტაქლორიდისა და ტრიქლორიდის ურთიერთქმედებით ($TaCl_3 + TaCl_5 = 2TaCl_4$). ტანტალის ტეტრაქლორიდი მწვანე ფერის ნივთიერებაა, წყალში გახსნისას განიცდის ქიმიურ გარდაქმნას.

ტანტალ(V)-ის ფთორიდი (TaF_5 , ტანტალის პენტაფთორიდი), მიიღება პენტაქლორიდზე თხევადი მდნობი მჟავას მოქმედებით ($TaCl_5 + 5HF = TaF_5 + 5HCl$). იგი აგრეთვე მიიღება გახურებისას ტანტალის ფთორით უანგვის დროს ($2Ta + 5F_2 = 2TaF_5$).

ტანტალ(V)-ის ქლორიდი ($TaCl_5$, ტანტალის პენტაქლორიდი) მიიღება მეტალურ ტანტალზე აირადი ქლორწყალბადის მოქმედებით ($410^\circ C$): $2Ta + 10HCl = 2TaCl_5 + 5H_2$.

ტანტალ(V)-ის ბრომიდი ($TaBr_5$) მიიღება ($550^\circ C$) აირად ბრომწყალბადთან მეტალური ტანტალის ურთიერთქმედებით ($2Ta + 10HBr = 2TaBr_5 + 5H_2$).

ტანტალი და მისი ნაერთები გამოიყენება ქიმიურ მრეწველობაში საღისტილაციო აპარატურის, მილგაყვანილობის, მადულრების, ელექტროდების აგრეთვე ქიმიური ლაბორატორიებისათვის კაპსულების, ტიგელების, საცრების, საწონების, ანალიზური სასწორებისათვის და სხვათა დასამზადებლად.

გამოიყენება აგრეთვე ქირურგიაში სისხლძარღვებისა და კაპილარების შესაკერი ძაფებიც ამ ნივთიერებებისგანაა დამზადებული, შედარებით მსხვილი ძაფი და ფირფიტები იხმარება ტრავმატოლოგიაში. ასევე იყენებენ მათ სინთეზური ბოჭკოს წარმოებასა და კვების მრეწველობაში, როგორც კატალიზატორი ფართოდ გამოიყენება ქიმიურ საწარმოებში.

ქრომის ჰალიდები

ქრომის დიფთორიდი (CrF_2) მიიღება გაგარვარებულ ქრომზე მდნობი მჟავას მოქმედებით ($Cr + 2HF = CrF_2 + H_2$) ან ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე ($20 - 25^\circ C$) ქრომის დიქლორიდზე ფთორწყალბადმჟავას მოქმედებით ($CrCl_2 + 2HF = CrF_2 + 2HCl$). ქრომის დიფთორიდი მწვანე ფერის კრისტალებია, წყალში იხსნება შეზღუდული რაოდენობით, ტენიან ჰაერზე ადვილად იჟანგება და მიიღება ქრომის ტრიოქსიდი (Cr_2O_3).

ქრომის დიქლორიდი ($CrCl_2$ ანუ მისი დიმერი Cr_2Cl_4) მიიღება წითელ ვარვარებამდე გახურებულ ქრომზე აირადი ქლორწყალბადის მოქმედებისას ($Cr + 2HCl = CrCl_2 + H_2$) ან გაუწყლოებულ ტრიქლორიდზე ($400 - 450^\circ C$) წყალბადის ნაკადის გატარებით ($2CrCl_3 + H_2 = 2CrCl_2 + 2HCl$). ქრომის დიქლორიდის დიმერი (Cr_2Cl_4) ჰიგროსკოპიული თეთრი კრისტალებია, წყალხსნარი ლურჯი ფერისაა, რომელიც გაცხელებისას მწვანე ფერს იღებს. ქრომის დიქლორიდის ხსნარი ადვილად შთანთქავს ჟანგბადს, გარდაიქმნება Cr_2OCl_4 -ად, ამიტომ გამოიყენება აირების ანალიზისათვის. $CrCl_2$ -ის ხსნარი ადვილად შთანთქავს ამიაკსაც, შედეგად ტემპერატურის მიხედვით მიიღება ლურჯი $[Cr(NH_3)_6]Cl_2$, იისფერი $CrCl_2 \cdot 5NH_3$, იასამნის ფერი $CrCl_2 \cdot 2NH_3$ ან მომწვანო ფერის $CrCl_2 \cdot NH_3$ -ის ნაერთები.

ქრომის დიბრომიდი ($CrBr_2$) მიიღება წითელ ვარვარებამდე გახურებულ ქრომზე ბრომწყალბადის მოქმედებისას ($Cr + 2HBr = CrBr_2 + H_2$). იგი მოყვითალო ფერის კრისტალური ნივთიერებაა, მდგრადია მშრალ ჰაერზე, ტენიან ჰაერზე იჟანგება – მიიღება მწვანე ფერის ოქსიდი (Cr_2O_3).

ქრომ(II)-ის სულფატი ($CrSO_4$) მიიღება ქრომ(III)-ის სულფატის აღდგენით. ამ მიზნით მას ემატება განზავებული გოგირდმჟავა და თუთია ან ქრომს გახსნიან განზავებულ გოგირდმჟავაში ($Cr_2(SO_4)_3 + H_2SO_4 + 2Zn = 2CrSO_4 + 2ZnSO_4$, $Cr + H_2SO_4 = CrSO_4 + H_2$). ქრომის

ჰიდრატირებული სულფატი ($CrSO_4 \cdot H_2O$) უფეროა, პენტაჰიდრატი ($CrSO_4 \cdot 5H_2O$) ლურჯია და თავისი სტრუქტურით შაბიამნის მსგავსია. ცხელი კონცენტრირებული ხსნარიდან მიიღება ჰექსაჰიდრატი – $CrSO_4 \cdot 7H_2O$ ლურჯი ფერის კრისტალები, რომელიც $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ იზომორფულია.

ქრომის ტრიქლორიდი ($CrCl_3$) მიიღება მშრალი ქლორის გატარებით გავარვარებული ქრომის ზედაპირზე ($2Cr + 3Cl_2 = 2CrCl_3$) ან გახურებული ქრომ(III)-ის ოქსიდის ურთიერთქმედებით ქლორთან და ნახშირთან ($Cr_2O_3 + 3Cl_2 + 3C = 2CrCl_3 + 3CO$) ან კიდევ ქრომ(III)-ის ოქსიდისა და ოთხქლორნახშირბადის ურთიერთქმედებით მაღალ ტემპერატურაზე ($Cr_2O_3 + 3CCl_4 = 2CrCl_3 + 3COCl_2$). უწყლო ქრომქლორიდი მოყვითალო-იისფერი კრისტალური ნივთიერებაა, გახურებისას განიცდის დისოციაციას ($2CrCl_3 = 2CrCl_2 + Cl_2$). ცივ წყალში ქლორიანი ქრომი არ იხსნება, გაცხელებით კი ნელა იხსნება, მაგრამ აღმდგენების მონაწილეობით.

ფთორთან და ბრომთან ქრომი მსგავს ნაერთებს წარმოქმნის (CrF_3 – ქრომის ტრიფთორიდი და $CrBr_3$ – ქრომის ტრიბრომიდი). იოდთან ქრომი იძლევა მუქი წითელი ფერის ქრომის ტრიოდიდსა (CrI_3) და შავ იისფერ ჰიდრატს ($CrI_3 \cdot 9H_2O$).

ქრომ(III)-ის ნიტრატი ($Cr(NO_3)_3$) მიიღება ქრომ(III)-ის ჰიდროქსიდის გახსნით აზოტმჟავაში ($Cr(OH)_3 + 3HNO_3 = Cr(NO_3)_3 + 3H_2O$). იგი იხმარება ქსოვილების შეღებვისას როგორც ფერმჭერი.

ქრომ(III)-ის სულფატი ($Cr_2(SO_4)_3$) მიიღება ქრომ(III)-ის ჰიდროქსიდის გახსნით შესაბამის მჟავაში (H_2SO_4): $2Cr(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + 6H_2O$. უწყლო სულფატის ($Cr_2(SO_4)_3$) გარდა, ცნობილია წყალშემცველი იისფერი სულფატი ($Cr_2(SO_4)_3 \cdot 12H_2O$) და რამდენიმე მწვანე სულფატი.

იისფერი ქრომსულფატისა და კალიუმსულფატის ხსნარების ნარევიდან გამოკრისტალდება ორმაგი მარილი ($KCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ ანუ $K_2SO_4 \cdot Cr_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$), რომელიც ქრომის შავს წარმოადგენს. იგი კრისტალდება მუქი მოწითალო-იისფერი ნივთიერების სახით. ქრომის შავი ($KCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$) ფართოდ გამოიყენება ტყავის თრიმლის საქმეში (ქრომიანი ტყავი).

ქრომმჟავას მარილები – ქრომატები (Na_2CrO_4) და დიქრომატები ($Na_2Cr_2O_7$)

ნატრიუმის ქრომატი (Na_2CrO_4) მიიღება ქრომ(VI)-ის ოქსიდის შესაბამის ტუტეში გახსნით ($CrO_3 + 2NaOH = Na_2CrO_4 + H_2O$). იგი, ისევე როგორც სხვა ქრომატები (K_2CrO_4 , $CaCrO_4$) და მათი წყალხსნარები ყვითელი შეფერილობისაა. ნატრიუმის ქრომატი კრისტალდება ჰიდრატის სახით ($Na_2CrO_4 \cdot 10H_2O$), რომელიც განითხევა ჰაერზე – ტუტე მეტალებისა და ამონიუმის ქრომატები კარგად იხსნება წყალში.

ნატრიუმის დიქრომატი ($Na_2Cr_2O_7$) მიიღება ორქრომ(VI)-ის ოქსიდის ($2CrO_3$) გახსნით შესაბამის ტუტეში ($2CrO_3 + 2NaOH = Na_2Cr_2O_7 + H_2O$). იგი, ისევე როგორც ყველა დიქრომატი და მათი წყალხსნარი, ნარინჯისფერია. ნატრიუმის დიქრომატის წყალში ხსნადობა დიდია. ხსნარებიდან გამოიყოფა კრისტალჰიდრატის ($Na_2Cr_2O_7 \cdot 2H_2O$) სახით. იგი ადვილად განითხევა ჰაერზე, რის გამოც მისი გამოყენება მოუხერხებელია, ამიტომ ორმაგი მიმოცვლით ამზადებენ კალიუმის დიქრომატს ($Na_2Cr_2O_7 + 2KCl = K_2Cr_2O_7 + 2NaCl$). კალიუმის დიქრომატი ($K_2Cr_2O_7$) არ განითხევა ჰაერზე.

ტუტე არეში დიქრომატი ქრომატად გარდაიქმნება ($K_2Cr_2O_7 + 2KOH = 2K_2CrO_4 + H_2O$) და ნარინჯისფერი ხსნარი გახდება ყვითელი, ხოლო მჟავა არეში ქრომატი – დიქრომატად ($2K_2CrO_4 + 2HCl = K_2Cr_2O_7 + 2KCl + H_2O$) და ყვითელი ხსნარი გახდება ნარინჯისფერი. ძლიერი გახურებით დიქრომატები იშლება ($2Na_2Cr_2O_7 = 2Na_2CrO_4 + Cr_2O_3 + 1,5O_2$). ისევე როგორც ქრომატები, დიქრომატებიც ძლიერი მჟანგავებია განსაკუთრებით მაშინ, როდესაც რეაქცია მიმდინარეობს მჟავურ არეში ($Na_2Cr_2O_7 + 14HCl = 2CrCl_3 + 3Cl_2 + 2NaCl + 7H_2O$).

ქრომი და მისი ნაერთები გამოიყენება აზოტმჟავას წარმოებაში კატალიზატორად ამიაკის ჟანგვის დროს. აგრეთვე თერმოწვეილების დასამზადებლად და ასევე სტომატოლოგიასა და ქირურგიაში. მაღალი ანტიკოროზიული უნარის გამო გამოიყენება მეტალთა ზედაპირების დასაცავად. ნატრიუმის, კალიუმის, ამონიუმის დიქრომატები ფართოდ იხმარება ტყავის თრიმლვისათვის, ასანთის, საღებრების, ასაფეთქებელი ნივთიერებების წარმოებაში; ტყვისა და სტრონციუმის ქრომატები – საღებრების დასამზადებლად, ხოლო ქრომკალიუმის შაბი – ქსოვილების შესადებად და სხვ.

მედიცინაში გამოიყენება ნატრიუმის ქრომატი (ნიშანდებული $^{51}_{24}\text{Cr}$ იზოტოპით) სისხლის სხვადასხვა დაავადებისა და კუჭნაწლავიდან სისხლდენის ამოსაცნობად.

კალიუმის დიქრომატის ნაჯერი ხსნარისა და კონცენტრირებული გოგირდმჟავას ტოლი მოცულობების ნარევი, ე.წ. „ქრომის ნარევი“ ხშირად იხმარება ქიმიური ჭურჭლის გასარეცხად ლაბორატორიებში.

მანგანუმის ჰალიდები

მანგანუმ(III)-ისა და (IV)-ის ფთორიდები. მანგანუმის ფთორთან ურთიერთქმედებისას წარმოიქმნება მანგანუმის ტრიფთორიდი ($2\text{Mn} + 3\text{F}_2 = 2\text{MnF}_3$) და ტეტრაფთორიდი ($\text{Mn} + 2\text{F}_2 = \text{MnF}_4$).

ფთორმანგანიტი $\text{K}_2[\text{MnF}_6]$ მიიღება კალციუმის პერმანგანატისა და კალიუმფთორიდის შეტანით ძლიერ გაცივებულ 40%-იან ფტორწყალბადმჟავაში ($\text{Ca}[\text{MnO}_4] + 16\text{HF} + 4\text{KF} = 2\text{K}_2[\text{MnF}_6] + \text{CaF}_2 + 3\text{F}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$).

მანგანუმ(II)-ის ქლორიდი (MnCl_2) მიიღება მანგანუმის დიოქსიდის ურთიერთქმედებით კონცენტრირებულ მარილმჟავასთან ($\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$). მანგანუმის დიქლორიდის მიღება ასევე შეიძლება მისი ურთიერთქმედებით მარილმჟავასთან ($\text{Mn} + 2\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{H}_2$). ჰალოგენებთან უშუალო ურთიერთქმედებით ასევე მიიღება მანგანუმის დიქლორიდი ($\text{Mn} + \text{Cl}_2 = \text{MnCl}_2$). ქლორიანი მანგანუმის კარგად ხსნადი მარილია, ძლიერ ჰიგროსკოპიული, რის გამო ადვილად განითხევა ჰაერზე. წყალხსნარებიდან კრისტალდება ოთხი მოლეკულა წყლით ($\text{MnCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$) ვარდისფერი კრისტალების სახით. იგი იხმარება როგორც საღებავის ფერმჭერი.

მანგანუმ(III)-ის ქლორიდი (MnCl_3) მიიღება კონცენტრირებული მარილმჟავას მოქმედებით მანგანუმის დიოქსიდზე ($8\text{HCl} + 2\text{MnO}_2 = 2\text{MnCl}_3 + \text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$). მანგანუმის ტრიქლორიდი არსებობს ხსნარის სახით. თავისუფალი MnCl_3 -ის მიღება ვერ ხერხდება. მისი კომპლექსური მარილები – ქლორმანგანატები, ადვილად მიიღება კრისტალების სახით, რისთვისაც MnCl_3 -ის ხსნარში გაჯერებამდე გახსნიან ქლორწყალბადს და დაუმატებენ ტუტე მეტალის ქლორიდს. ხსნარის გაცივებისას გამოიყოფა წითელი კრისტალები, რომელთა შედგენილობა უპასუხებს ფორმულას $\text{M}_2^1[\text{MnCl}_5]$.

მანგანუმ(IV)-ის ქლორიდი ($MnCl_4$) მიიღება მანგანუმის დიოქსიდის გახსნით კონცენტრირებულ მარილმჟავაში ($MnO_2 + 4HCl = MnCl_4 + 2H_2O$). არამდგრადობის გამო იგი მალე იშლება და ამიტომ მისი თავისუფალი სახით გამოყოფა ვერ ხერხდება. $MnCl_4$ -ის დაშლის შედეგად, როგორც ზემოთ აღინიშნა, წარმოიქმნება მანგანუმის დიქლორიდი და თავისუფალი ქლორი ($MnCl_4 = MnCl_2 + Cl_2$). შედარებით უფრო მდგრადია ქლორმანგანიტები, რომლებიც მიიღება ტუტე მეტალის ქლორიდისა და მანგანუმ(IV)-ის ქლორიდის ურთიერთქმედებით. ასეთია, მაგალითად, წითელი ფერის $K_2[MnCl_6]$, რომელიც მიიღება კალციუმის პერმანგანატისა და კალიუმის ქლორიდის შეტანით ძლიერ გაცივებულ 40%-იან მარილმჟავაში ($Ca(MnO_4)_2 + 16HCl + 4KCl = 2K_2[MnCl_6] + CaCl_2 + 3Cl_2 + 8H_2O$).

მანგანუმ(II)-ის სულფატი ($MnSO_4$) მიიღება მანგანუმის ნებისმიერი ნაერთის გაცხელებით გოგირდმჟავასთან ($Mn(NO_3)_2 + H_2SO_4 = MnSO_4 + 2HNO_3$). მანგანუმ(II)-ის სულფატი წარმოადგენს მანგანუმის ერთ-ერთ მდგრად ნაერთს. წყალხსნარიდან გამოკრისტალდება მკრთალი ვარდისფერი კრისტალჰიდრატის სახით ($MnSO_4 \cdot 7H_2O$, $MnSO_4 \cdot 5H_2O$, $MnSO_4 \cdot 4H_2O$, $MnSO_4 \cdot H_2O$). კრისტალჰიდრატის შედგენილობა დამოკიდებულია გამოკრისტალდების ტემპერატურაზე.

ტექნიკური მიზნებისთვის მანგანუმსულფატი მიიღება პიროლუზიტზე (MnO_2) გოგირდმჟავას მოქმედებით ($MnO_2 + H_2SO_4 = MnSO_4 + H_2O + 1/2O_2$) ან პიროლუზიტის რკინის აჯასპთან ($FeSO_4$) გახურებით ($2MnO_2 + 2FeSO_4 = 2MnSO_4 + Fe_2O_3 + 1/2O_2$). ტუტე მეტალის მარილთან $MnSO_4$ ორმაგ მარილს წარმოქმნის, რომლის შედგენილობა გამოისახება $M_2^1SO_4 \cdot MnSO_4$ ფორმულით. ეს მარილები მიიღება კრისტალჰიდრატების სახით 2, 4 და 6 მოლეკულა წყალთან და უწყლო მდგომარეობაშიც.

მანგანუმ(III)-ის სულფატი ($Mn_2(SO_4)_3$) მიიღება მანგანუმ(III)-ის ოქსიდის ან ჰიდროქსიდის გახსნით ზომიერად კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში ($Mn_2O_3 + 3H_2SO_4 = Mn_2(SO_4)_3 + 3H_2O$, $2Mn(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Mn_2(SO_4)_3 + 6H_2O$) ან კონცენტრირებულ გოგირდმჟავას მოქმედებით კალიუმის პერმანგანატზე ($2KMnO_4 + 5H_2SO_4 = Mn_2(SO_4)_3 \cdot H_2SO_4 \cdot 4H_2O + K_2SO_4 + 2O_2$). მიღებული წითელი ხსნარიდან გამოკრისტალდება ნაერთი $Mn_2(SO_4)_3 \cdot H_2SO_4 \cdot 4H_2O$. ძლიერი

გაცხელებით მანგანუმ(III)-ის წითელი სულფატი მანგანუმის მწვანე სულფატად გარდაიქმნება.

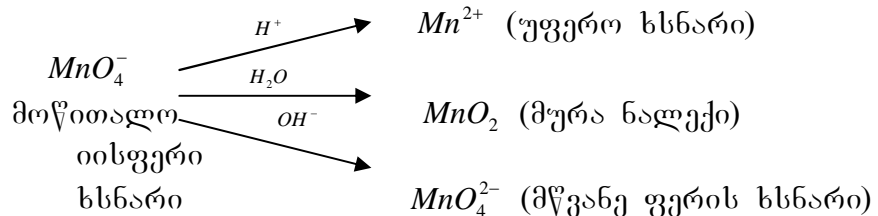
ტუტე მეტალების სულფატებთან მანგანუმ(III)-ის სულფატი წარმოქმნის ორმაგი მარილების ორ მწკრივს – შაბებს, რომელთაგან ყველაზე მდგრადია ცეზიუმ-მანგანუმის შაბი ($Cs_2SO_4 \cdot Mn_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$) ბროწეულის ფერის კრისტალები და დისულფატმანგანატები ($M_2^1SO_4 \cdot Mn_2(SO_4)_3$), რომლებიც უწყლოდ კრისტალდება.

მანგანუმ(IV)-ის სულფატი ($Mn(SO_4)_2$) მიიღება მანგანუმ(II)-ის სულფატის კალიუმის პერმანგანატით დაჟანგვისას გოგირდმჟავას არეში ($3MnSO_4 + 2KMnO_4 + 8H_2SO_4 = 5Mn(SO_4)_2 + K_2SO_4 + 8H_2O$). რეაქციის შედეგად გამოიყოფა შავი ფერის ($Mn(SO_4)_2$) კრისტალები. მიღებული ნაერთი წყალში გახსნისას ჰიდროლიზს განიცდის, რის შედეგადაც გამოიყოფა მანგანუმის დიოქსიდის ჰიდრატი და გოგირდმჟავა ($Mn(SO_4)_2 + 3H_2O \rightleftharpoons MnO_2 \cdot H_2O + 2H_2SO_4$).

მანგანუმ(IV)-ის სულფატი გამოიყენება როგორც მჟანგავი.

მანგანუმ(VI)-ის ნაერთები (მანგანატები) მიიღება მანგანუმის დიოქსიდის შედნობით ტუტეებთან, ტუტე მეტალების კარბონატებთან ან გვარჯილებთან ($MnO_2 + 2KOH + 1/2O_2 = K_2MnO_4 + H_2O$, $MnO_2 + K_2CO_3 + 1/2O_2 = K_2MnO_4 + CO_2$, $MnO_2 + KNO_3 + 2KOH = K_2MnO_4 + KNO_2 + H_2O$). სუფთა სახით დღემდე მხოლოდ ტუტე მეტალების მანგანატებია მიღებული ($Na_2MnO_4 \cdot 6H_2O$, $Na_2MnO_4 \cdot 10H_2O$, K_2MnO_4 და ა.შ.), რომლებსაც მუქი მწვანე ან თითქმის შავი ფერი აქვთ. წყალში გახსნისას მანგანატები ჟანგვა-აღდგენის შედეგად იშლება მანგანუმის დიოქსიდად და პერმანგანატად ($3K_2MnO_4 + 2H_2O = 2KMnO_4 + MnO_2 + 4KOH$). ამავე გზით იშლება მანგანატები მჟავურ არეშიც ($3K_2MnO_4 + 2H_2SO_4 = 2KMnO_4 + MnO_2 \cdot 2H_2O + 2K_2SO_4$). ამგვარ დაშლას უთუოდ თავისუფალი ქვემანგანუმმჟავას (H_2MnO_4) არამდგრადობა განაპირობებს. $500^\circ C$ -ზე ზევით გახურებისას მანგანატი თერმულ დისოციაციას განიცდის ($2K_2MnO_4 = 2K_2MnO_3 + O_2$). ძირითადად კი პროცესი მიმდინარეობს კალიუმის ჰიპომანგანატისა და დიოქსიდის წარმოქმნით ($3K_2MnO_4 = 2K_3MnO_4 + MnO_2 + O_2$). ტექნიკური ბარიუმმანგანატი ($BaMnO_4$) ღამაზი მწვანე ფერის გამო საღებრად იხმარება (წყალში უხსნარია).

მანგანუმ(VII)-ის ნაერთები (პერმანგანატები) მიიღება მანგანატის ხსნარზე ძლიერი მჟანგავის მოქმედებით ($2K_2MnO_4 + Cl_2 = 2KMnO_4 + 2KCl$). მათი მიღება ასევე შეიძლება მანგანატის წყალხსნარიდან, სადაც მანგანატი თვითნებურად გარდაიქმნება მანგანუმჟავას მარილად – პერმანგანატად ($3K_2MnO_4 + 2H_2O = 2KMnO_4 + MnO_2 + 4KOH$). $KMnO_4$ წყალში ხსნადი, მუქი იისფერი კრისტალური ნივთიერებაა. იგი ძლიერი მჟანგავია:

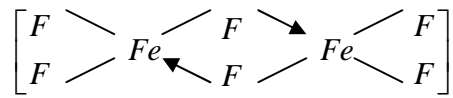


პერმანგანატებიდან ყველაზე მეტი მნიშვნელობა აქვს კალიუმის პერმანგანატს ($KMnO_4$). კალიუმის პერმანგანატის ხსნარი გამოიყენება სისხლდენის შემაჩერებელ საშუალებად, ჭრილობების მოსაბანად, მოწამვლისას კუჭის ამოსარეცხად. ნატრიუმის პერმანგანატი ($NaMnO_4 \cdot 3H_2O$) დიდი ხსნადობის გამო ძნელი გამოსაკრისტალებელია ხსნარიდან და ჰიგროსკოპიულობის გამო ადვილად განითხევა ჰაერზე. კალციუმის პერმანგანატი ($Ca(MnO_4)_2 \cdot 5H_2O$) გამოიყენება წყლის დეზინფექციისათვის. დანარჩენ პერმანგანატებს პრაქტიკული გამოყენება არ მოუპოვებიათ. ყველა პერმანგანატი იხსნება წყალში შეფერილი ხსნარების წარმოქმნით.

კალიუმის პერმანგანატი ($KMnO_4$) დღესდღეობით უმთავრესად კალიუმის მანგანატის ელექტროლიზით მიიღება, რომლის დროსაც მანგანატ-იონი ანოდზე კარგავს ელექტრონს ($MnO_4^{2-} - e^-$), ე.ი. იჟანგება (გარდაიქმნება პერმანგანატ-იონად (MnO_4^-)), ხოლო კათოდზე წყალბად-იონი იძენს ელექტრონს ($H^+ + e^-$) და აღდგება წყალბადამდე (H^0).

რკინა(II)-ის დიფთორიდი (FeF_2) მიიღება აირადი ფთორწყალბადის მოქმედებით რკინაზე ($2HF + Fe = FeF_2 + H_2$) ან $FeCl_2$ -ზე ($2HF + FeCl_2 = FeF_2 + 2HCl$). რკინის დიფთორიდი უფერო ნივთიერებაა, ადვილად ხსნადია წყალში. ცნობილია მისი მარილები: $K[FeCl_3]$, $K_2[FeCl_4]$, $NH_4[FeF_3] \cdot 2H_2O$ და სხვ.

რკინა(III)-ის ტრიფთორიდი (FeF_3 ანუ დიმერი Fe_2F_6):



მიიღება ფთორის მოქმედებით ფხვნილისებრ რკინაზე ($3F_2 + 2Fe = 2FeF_3$). იგი მწვანე ფერის კრისტალური ნივთიერებაა, წყალში გახსნისას განიცდის ჰიდროლიზს.

რკინა(II)-ის დიქლორიდი ($FeCl_2$) მიიღება რკინის ბურბუშელაზე აირადი ქლორწყალბადის მოქმედებით ($500^\circ C$ -ზე, $Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2$) ან რკინის უშუალო გახსნით მარილმუცავაში ($2HCl + Fe = FeCl_2 + H_2$). ცნობილია კრისტალჰიდრატები ($FeCl_2 \cdot nH_2O$, სადაც $n=1,2,4$ ან 6). იგი წარმოქმნის ორმაგ მარილებს – ტეტრაქლორფერატებს $M_2^+[FeCl_4]$. გაცხელებისას $FeCl_2$ რეაქციაში შედის წყალბადთან ($FeCl_2 + H_2 \xrightleftharpoons{-1000^\circ C} Fe + 2HCl$). უწყლო $FeCl_2$ ენერგიულად იერთებს ამიაკს ოთახის ტემპერატურაზე ($FeCl_2 + 6NH_3 = [Fe(NH_3)_6]Cl_2$). ცნობილია მისი კორდინაციული ნაერთები ორგანულ ლიგანდებთან.

რკინა(III)-ის ტრიქლორიდი ($FeCl_3$ ანუ Fe_2Cl_6 – დიმერი) მიიღება მაღალ ტემპერატურაზე ($400-500^\circ C$) ქლორის მოქმედებისას ფხვნილისებრ რკინაზე ($2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$ ანუ Fe_2Cl_6):

$$\left[\begin{array}{ccc} Cl & & Cl \\ & \searrow & / \\ & Fe & \\ & / & \searrow \\ Cl & & Cl \end{array} \right] \rightleftharpoons \left[\begin{array}{ccc} Cl & & Cl \\ & \searrow & / \\ & Fe & \\ & / & \searrow \\ Cl & & Cl \end{array} \right]$$

ან პირიტზე ქლორის მოქმედებით ($2FeS_2 + 5Cl_2 = Fe_2Cl_6 + 2S_2Cl_2$).

ჩვეულებრივ პირობებში რკინის ტრიოქსიდი დიმერს წარმოადგენს – ორთქლის სიმკვრივის მიხედვით $450^\circ C$ -მდე მას შეესაბამება ფორმულა Fe_2Cl_6 , ხოლო $750^\circ C$ -ზე $FeCl_3$. წყალხსნარში ჰიდროლიზურად იშლება. ძლიერი გაცხელებისას გამოყოფს ქლორს და მიიღება: $Fe_2Cl_6 = 2FeCl_2 + Cl_2$. აირად ამიაკთან წარმოქმნის ჰექსამინს $[Fe(NH_3)_6]Cl_3$ – წყალში გახსნისას იშლება. Fe_2Cl_6 მუანგავია ($Fe_2Cl_6 + 2KI = 2FeCl_2 + 2KCl + I_2$).

Fe_2Cl_6 სისხლდენის შესაჩერებელი საშუალებაა. გამოიყენება კოლოიდების კოაგულაციისათვის.

რკინა(II)-ის დიბრომიდი ($FeBr_2$) მიიღება Fe_2Br_6 გაცხელებით ($400-500^\circ C$ -ზე): $Fe_2Br_6 = 2FeBr_2 + Br_2$. რკინის ტრიბრომის დიმერი (Fe_2Br_6) კი წარმოიქმნება რკინის ბურბუშელაზე თხევადი ბრომის მოქმედებით ($2Fe + 3Br_2 = Fe_2Br_6$).

რკინა(II)-ის ბრომიდი ($FeBr_2$) ყვითელი ფერის წყალსა და ორგანულ გამხსნელებში ხსნადი ნივთიერებაა, ჰაერზე ადვილად იშლება.

რკინა(II)-ის იოდიდი (FeI_2) მოწითალო-ყავისფერი, წყალში ხსნადი ნაერთია, გაცხელებისას იშლება.

რკინა(II)-ის სულფატი ($FeSO_4 \cdot 7H_2O$, რკინის აჯასპი) მიიღება შემდეგი რეაქციებით ($FeS_2 + 3O_2 = FeSO_4 + SO_2$, $FeS_2 + CuO + 3/2O_2 = FeSO_4 + CuS$, $PbSO_4 + Fe = FeSO_4 + Pb$ და სხვ.). ჰაერზე ადვილად იჟანგება. რკინა(II)-ის სულფატი იხმარება მცენარეთა მავნებლების წინააღმდეგ, აგრეთვე მინერალური საღებავებისა და შავი მელნის დასამზადებლად. რკინა(II)-ისა და ამონიუმის ორმაგი სულფატი (ბორის მარილი) $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$ ჰაერზე მდგრადი, ღია მწვანე ფერის კრისტალური ნივთიერებაა.

რკინა(II)-ის ნიტრატი ($Fe(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$) წყალში კარგად ხსნადი მარილია. ადვილად წარმოქმნის უნიკალური ტიპის $M^I M^{II} [Fe(NO_3)_6]$ კოორდინაციულ ნაერთებს.

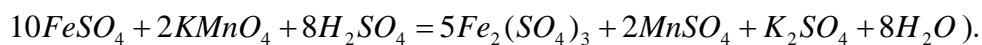
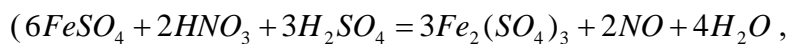
რკინა(II)-ის კარბონატი ($FeCO_3$) გვხვდება მინერალ სიდერიტის ანუ რკინის შპატის სახით. წყალში უხსნარია, იხსნება CO_2 -ის შემცველ წყალში ($FeCO_3 + H_2CO_3 = Fe(HCO_3)_2$). ასეთი შედგენილობის მარილი გვხვდება ზოგიერთ მინერალურ წყალში.

რკინა(II)-ის ციანიდი ($Fe(CN)_2$, ფეროციანიდი) მიიღება მის მარილებზე კალიუმის ციანიდის მოქმედებით ($FeCl_2 + 2KCN = Fe(CN)_2 + 2KCl$). იგი მოყვითალო-ყავისფერი ნივთიერებაა. მასზე KCN -ის მოქმედებისას მიიღება კოორდინაციული ნაერთი – კალიუმის ჰექსაციანოფერატი(II) ანუ კალიუმის ჰექსაფეროციანიდი, რომელიც ცნობილია სისხლის ყვითელი მარილის სახელწოდებით ($Fe(CN)_2 + 4KCN = K_4[Fe(CN)_6]$). სხვადასხვა მეტალის ფეროციანიდები შეფერილია ყვითლად, წითლად და სხვ. ტუტე მეტალების ფეროციანიდები წყალში ხსნადი, მდგრადი და უვნები ნაერთებია.

რკინა(III)-ის ციანიდი ($Fe(CN)_3$, ფერიციანიდი) მიიღება რკინა(III)-ის ჰიდროქსიდზე ($Fe(OH)_3$) კალიუმის ციანიდის (KCN)-ის მოქმედებით ($Fe(OH)_3 + 6KCN = K_3[Fe(CN)_6] + 3KOH$). იგი წითელი ფერის კოორდინაციული ნაერთია – შეფერილობის გამო მას სისხლის წითელი მარილი ეწოდება. წყალში კარგად იხსნება ტუტე მეტალების ფერიციანიდები.

სისხლის წითელი მარილი $[K_3[Fe(CN)_6]]$ ნაკლებმდგრადია, ვიდრე სისხლის ყვითელი მარილი $(K_4[Fe(CN)_6])$, ამიტომ იგი მომწამვლელია. ეს მარილები ხსნარებიდან გამოლექავენ შესაბამისად Fe^{2+} -ისა და Fe^{3+} -ის იონებს ტურნბულის ლურჯისა $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$ და ბერლინის ლაჟვარდისფერი $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$ ნაერთის სახით: $3FeSO_4 + 2K_3[Fe(CN)_6] = Fe_3[Fe(CN)_6]_2 + 3K_2SO_4$ და $4FeCl_3 + 3K_4[Fe(CN)_6] = Fe_4[Fe(CN)_6]_3 + 12KCl$. რკინის საკოორდინაციო რიცხვი ამ ბერლინის ლაჟვარდი კომპლექსურ ნაერთებში 6-ის ტოლია. სისხლის წითელი და ყვითელი მარილები გამოიყენება რკინა(II)-ისა (Fe^{2+}) და რკინა(III)-ის (Fe^{3+}) იონების აღმომჩენ რეაქტივებად. ტურნბულის ლურჯისა და ბერლინის ლაჟვარდის საფუძველზე შექმნილია მრავალი საღებავი.

რკინა(III)-ის სულფატი ($Fe_2(SO_4)_3$) მიიღება რკინა(III)-ის ოქსიდისა და გოგირდმჟავას ურთიერთქმედებით ($2Fe(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2O$). მისი მიღება ასევე შეიძლება რკინა(II)-ის შესაბამისი მარილის რკინა(III)-ის მარილად გარდაქმნით სხვადასხვა მჟანგავის მოქმედებით:



რკინა(III)-ის სულფატი წყალში კარგად ხსნადი ნივთიერებაა, მისი წყალხსნარი ჰიდროლიზის გამო ყვითელი, წითელი ან ყავისფერია. ამონიუმისა და კალიუმის სულფატთან წარმოქმნის ორმაგ მარილს – შაბს ($(NH_4)_2SO_4 \cdot Fe_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$, $K_2SO_4 \cdot Fe_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$). შაბის მისაღებად რკინის აჯასკს უნდავენ წყალხსნარში აზოტმჟავათი და გამოაკრისტალებენ ამონიუმის ან კალიუმის სულფატების დამატების შემდეგ. მაგნიუმის მარილის მინარევის გამო, რკინის შაბი იისფრადაა შეფერილი, ხოლო ქიმიურად სუფთა შაბი უფეროა.

რკინა-ამონიუმისა და რკინა-კალიუმის შაბები ფერმჭერად გამოიყენება სამღებრო საქმეში. ისინი გამოიყენება აგრეთვე მღვრიე წყლის დასაწმენდად, მჟანგავად და სხვადასხვა რეაქციის კატალიზატორად.

რკინა(VI)-ის ნაერთი – კალიუმის ფერატი (K_2FeO_4) მიიღება რკინა(III)-ის ოქსიდის შეღნობით კალიუმის გვარჯილასა (KNO_3) და ტუტესთან (KOH): $Fe_2O_3 + 3KNO_3 + 4KOH = 2K_2FeO_4 + 3KNO_2 + 2H_2O$ ან რკინა(III) ჰიდროქსიდზე

ძლიერი მუანგავისა (მაგალითად, Cl_2) და კალიუმის ტუტის მოქმედებით: $2Fe(OH)_3 + 3Cl_2 + 10KOH = 2K_2FeO_4 + 6KCl + 8H_2O$. ანიონი (FeO_4^{2-}) წითელი ფერისაა – მიღებული კალიუმის ფერატის წყალში გახსნით მიიღება იისფერ-წითელი ხსნარი, რომელზედაც $BaCl_2$ -ის მოქმედებით გამოილექება ძნელად ხსნადი ბარიუმის ფერატი: $K_2FeO_4 + BaCl_2 = BaFeO_4 + 2KCl$. ყველა ფერატი ძალიან ძლიერი მუანგავია, ამ თვისებით ისინი პერმანგანატებსაც კი უსწრებენ.

კობალტ(II)-ის დიფთორიდი (CoF_2) მიიღება კობალტ(II)-ის ოქსიდის ფთორწყალბადით ($500^\circ C$ -ზე) დამუშავებისას ($Co + 2HF = CoF_2 + H_2$). მისი მიღება შეიძლება აგრეთვე კობალტ(III)-ის ფთორიდის მაღალ ტემპერატურამდე გახურებით ($300^\circ C$ -მდე): $2CoF_3 = 2CoF_2 + F_2$ და კობალტ(III)-ის ფთორიდის აღდგენით წყალბადის არეში: $2CoF_3 + H_2 = 2CoF_2 + 2HF$. ცნობილია კობალტ(II)-ის ფთორიდის კომპლექსური ნაერთები: ამინები $[Co(NH_3)_6]F_2$, $[Co(NH_3)_5 \cdot H_2O]F_2$, ფთორმარილები $Na[CoF_3] \cdot H_2O$, $K[CoF_3] \cdot H_2O$, $K_2[CoF_4]$, ფუძური მარილი $CoF_2 \cdot CoO \cdot H_2O$, მჟავური მარილი $CoF_2 \cdot 5HF \cdot 6H_2O$ და ა.შ.

კობალტ(III)-ის ფთორიდი (CoF_3) მიიღება მეტალური კობალტისა და ფთორის უშუალო ურთიერთქმედებით ($150-180^\circ C$ -ზე): $2Co + 3F_2 = 2CoF_3$. იგი ყავისფერი კრისტალური ნივთიერებაა. გაცხელებისას ან წყლის მოქმედებისას იშლება, წყალბადის არეში აღდგება (იხ. ზევით). ტუტე მეტალებთან ურთიერთქმედებისას აღდგება მეტალური კობალტი: $CoF_3 + 3K = Co + 3KF$. კობალტის ტრიფთორიდი გამოიყენება ორგანული ნაერთების ფთორიდების რეაქციების ჩასატარებლად.

კობალტ(II)-ის ქლორიდი ($CoCl_2$) მიიღება კობალტის დაწვით ქლორის არეში ($Co + Cl_2 = CoCl_2$). იგი ღია ცისფერი ფხვნილია, წყალში კარგად იხსნება, მისი წყალხსნარი ვარდისფერია. კობალტის დიქლორიდი ასევე კარგად იხსნება სპირტში, აცეტონსა და სხვა ორგანულ გამხსნელებში. მისი კრისტალჰიდრატის ფერი დამოკიდებულია წყლის შემცველობაზე ($CoCl_2 \cdot 6H_2O$ ვარდისფერია, $CoCl_2 \cdot 2H_2O$ მოვარდისფრო-იისფერია, $CoCl_2 \cdot H_2O$ მოლურჯო-იისფერია). ამ მარილით გაჟღენთილი და გამომშრალი ფილტრის ქაღალდი ჰაერის ტენიანობის ინდიკატორად შეიძლება იქნეს გამოყენებული, რადგან ტენიანობის მიხედვით მისი ფერი, დეჰიდრატაციის გამო, ვარდისფერიდან ლურჯ ფერამდე იცვლება.

კობალტ(III)-ის ქლორიდი ($CoCl_3$ ანუ Co_2Cl_6 - დიმერი) მიიღება კობალტის დიქლორიდის ($CoCl_2$) სპირტსხნარში ქლორის გატარებით - ($60^\circ C$ - ზე): $2CoCl_2 + Cl_2 = 2CoCl_3$ (ანუ Co_2Cl_6). გაუწყლოებულ ეთერში იგი მოშავო-მწვანე ფერის ფხვნილია, ქიმიურად არამდგრადი, ძლიერი მჟანგავია: $Co_2Cl_6 + 2KI = 2CoCl_2 + 2KCl + I_2$. იშლება გათბობისას: $Co_2Cl_6 = 2CoCl_2 + Cl_2$. გამოიყენება როგორც მჟანგავი როგორც არაორგანული, ისე ორგანული ნაერთების მიზანმიმართულ სინთეზში.

კობალტ(II)-ის სულფატი ($CoSO_4$) მიიღება გოგირდმჟავას მოქმედებით კობალტ(II)-ის ოქსიდზე ($CoO + H_2SO_4 = CoSO_4 + H_2O$) ან ჰიდროქსიდზე ($Co(OH)_2 + H_2SO_4 = CoSO_4 + 2H_2O$). კობალტ(II)-ის სულფატი (აჯასპი) ვარდისფერი კრისტალური ნივთიერებაა, წყალში კარგად იხსნება. ამონიუმის სულფატის შემცველი ხსნარებიდან კობალტის სულფატი ორმაგი მარილის სახით კრისტალდება: $(NH_4)_2SO_4 \cdot CoSO_4 \cdot 6H_2O$ წითელი ფერის ნივთიერება და სხვ. ცნობილია აგრეთვე კობალტის ფუძური სულფატები: ლურჯი $CoSO_4 \cdot 3Co(OH)_2$, იისფერი $2CoSO_4 \cdot Co(OH)_2 \cdot 5H_2O$.

კობალტ(III)-ის სულფატი ($Co_2(SO_4)_3$) მიიღება ანოდზე $CoSO_4$ -ის ხსნარის 40%-იან გოგირდმჟავაში ელექტროლიზის დროს. ნაერთი $Co_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$ მომწვანო-ლურჯი ფერისაა, ქიმიურად არამდგრადი, ძლიერი მჟანგავი. ამონიუმისა და ტუტე მეტალების სულფატებთან წარმოქმნის შაბებს $M_2^1SO_4 \cdot Co_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ და სხვ., რომლებიც წყალში მცირედ ხსნადი ლურჯი ფერის კრისტალური ნივთიერებებია.

კობალტის ნაერთები გამოიყენება ფერადი (ლურჯი, მწვანე, ვარდისფერი) კერამიკის, მინანქრისა და მინის დასამზადებლად, რომელიც შთანთქავს ულტრაიისფერ სხივებს და როგორც ამიაკის მჟანგავი კატალიზატორები აგრეთვე ნავთობის გადამუშავების პროცესში, როგორც ერთ-ერთი მნიშვნელოვანი კომპონენტი.

ნიკელ(II)-ის ჰალიდების (NiF_2 , $NiCl_2$, $NiBr_2$, NiI_2) მიღება შეიძლება მეტალური ნიკელის ფხვნილზე ფთორის, ქლორის, ბრომის ან იოდის ნაკადის გატარებით ($500 - 600^\circ C$): $Ni + F_2 = NiF_2$, $Ni + Cl_2 = NiCl_2$ და ა.შ. ნიკელის დიფთორიდი ცუდად იხსნება წყალში, სპირტსა და ეთერში, ხოლო ნიკელის დიქლორიდი, დიბრომიდი და დიოდიდი კარგად იხსნება წყალსა და ორგანულ გამხსნელებში (სპირტში, ეთერში და სხვ.).

თხევად ამიაკში გახსნილი ტუტე მეტალის მოქმედებით ნიკელის ბრომიდიდან მიიღება მაღალდისპერსიული მეტალური ნიკელი. ნიკელის დიბრომიდი ტუტე მეტალების ბრომიდებთან კომპლექსურ მარილებს წარმოქმნის: $M^1[NiBr_3]$, $M^1_2[NiBr_4]$ და სხვ., ასევე ცნობილია ნიკელის იოდიდის კომპლექსური მარილები: $[Ni(H_2O)_6]I_2$, $[Ni(NH_3)_4]I_2$ და სხვ.

ნიკელ(II)-ის თიოციანატი (როდანიდი) $Ni(SCN)_2 \cdot nH_2O$ გამოილეკება ნიკელ(II)-ის სულფატისა და ბარიუმის თიოციანატის ხსნარების შერევისას: $NiSO_4 + Ba(SCN)_2 = Ni(SCN)_2 + BaSO_4 \downarrow$. უწყლო ნიკელის თიოციანიტი მუქი ყავისფერია. ნიკელის თიოციანატი ტუტე მეტალების თიოციანატებთან წარმოქმნის $M^1_2[Ni(SCN)_4] \cdot H_2O$ და $M^1_4[Ni(SCN)_6] \cdot nH_2O$ შედგენილობის მარილებს. ნატრიუმის შესაბამისი კომპლექსნაერთი მწვანეა, კალიუმისა და ამონიუმის მარილები კი – ლურჯი.

ნიკელ(II)-ის ციანიდი ($Ni(CN)_2$ ანუ $Ni[Ni(CN)_4]$) ყავისფერი, წყალში უხსნარი ნივთიერებაა. მისი მიღება შეიძლება ნიკელ(II)-ის მარილებზე კალიუმის ციანიდის ხსნარის მოქმედებით ($NiCl_2 + 2KCN = Ni(CN)_2 + 2KCl$). ხსნარიდან გამოლეკილი ჰიდრატირებული ნიკელის ციანიდი ($Ni(CN)_2 \cdot nH_2O$) მწვანე ფერისაა. ჭარბად აღებულ კალიუმის ციანიდის ხსნარში იხსნება $Ni(CN)_2 \cdot nH_2O$. მიიღება ყვითელი ფერის $K_2[Ni(CN)_4] \cdot nH_2O$ -ის ხსნარი, რომლის აორთქლებით შეიძლება გამოიყოს $K_2[Ni(CN)_4] \cdot H_2O$ ან $K_2[Ni(CN)_4] \cdot 3H_2O$ ნარინჯისფერი კრისტალები.

ნიკელ(II)-ის სულფატი ($NiSO_4$) მიიღება ნიკელზე ან ნიკელის ოქსიდზე ან ნიკელის სხვა მარილზე კონცენტრირებული გოგირდმჟავას მოქმედებით ($Ni + H_2SO_4 = NiSO_4 + H_2$, $NiO + H_2SO_4 = NiSO_4 + H_2O$ და $NiCO_3 + H_2SO_4 = NiSO_4 + CO_2 + H_2O$). ნიკელის უწყლო სულფატი ($NiSO_4$) ყვითელი კრისტალური ნივთიერებაა, კარგად იხსნება წყალში, გახურებით იშლება, ადვილად აღდგება წყალბადით. ცნობილია მისი კრისტალჰიდრატები ($NiSO_4 \cdot nH_2O$, სადაც $n = 2, 4, 5, 6$ ან 7). ცნობილია ორმაგი სულფატებიც ($M^1_2SO_4 \cdot NiSO_4 \cdot 6H_2O$, სადაც $M^1 = Rb^+, Cs^+, NH_4^+$ და სხვ.).

ნიკელ(II)-ის კარბონატი ($NiCO_3$) ღია მწვანე ფერის, წყალში მცირედ ხსნადი ნაერთია. ნიკელის ხსნად მარილებზე ტუტე მეტალების ბიკარბონატების მოქმედებისას გამოილეკება კრისტალჰიდრატის

სახით $(Ni(NO_3)_2 + 2NaHCO_3 = NiCO_3 + 2NaNO_3 + CO_2 + H_2O)$. ცნობილია მისი კრისტალჰიდრატები ($NiCO_3 \cdot 6H_2O$ და $NiCO_3 \cdot 3H_2O$). ნიკელის კარბონატი ადვილად იხსნება მჟავაში.

ნიკელის კარბონატი იხმარება, როგორც პიგმენტი კერამიკულ მრეწველობაში.

მეტალური პლატინის გახურებისას ფთორის, ქლორის ან იოდის ორთქლში წარმოიქმნება შესაბამისი ჰალიდები (PtF_3 , PtF_4 , $PtCl_2$, $PtCl_4$, $PtBr_2$, $PtBr_4$, PtI_2 , PtI_4).

პლატინა(II)-ის ფთორიდი და ქლორიდი მიიღება მისი გახურებით ($500-600^\circ C$) აირადი ფთორისა და ქლორის ნაკადში ($Pt + F_2 = PtF_2$, $Pt + Cl_2 = PtCl_2$), ხოლო პლატინა(II)-ის ბრომიდი მიიღება $H_2[PtBr_6]$ -ის ან $PtBr_4$ -ის გახურებით ($180^\circ C$ ზევით): $PtBr_4 = PtBr_2 + Br_2$. პლატინა(II)-ის იოდის მიღება შეიძლება $PtCl_2$ -ზე KI -ის მოქმედებით ($PtCl_2 + 2KI = PtI_2 + 2KCl$) ან Pt -ის გახურებისას იოდის ნაკადში ($Pt + I_2 = PtI_2$).

პლატინა(II)-ის ჰალიდები ცუდად იხსნება წყალში და იშლება შემადგენელ ელემენტებად მაღალ ტემპერატურამდე ($580-600^\circ C$) გახურების პროცესში.

პლატინა(IV)-ის ფთორიდი და ქლორიდი (PtF_4 და $PtCl_4$) წარმოიქმნება გავარვარებულ $750-800^\circ C$ პლატინაზე ფთორის ან ქლორის ნაკადის გატარებით ($Pt + 2F_2 = PtF_4$, $Pt + 2Cl_2 = PtCl_4$) $PtCl_4$ -ის ხსნარი გამოიყენება ელექტროლიზური მოპლატინებისათვის. პლატინა(IV)-ის ბრომიდი მიიღება $H_2[PtBr_6]$ -ის გახურებით ($180^\circ C$ -მდე): $H_2[PtCl_6] + 4KI = PtI_4 + 4KCl + 2HCl$. პლატინის ტეტრაიოდიდი მუქი ყავისფერი ფხვნილია, რომელიც გახურებით იშლება შემადგენელ ელემენტებად და იხსნება HI -ში ჰექსაიოდპლატინმჟავას $H_2[PtI_6]$ წარმოქმნით ($2HI + PtI_4 = H_2[PtI_6]$).

პლატინა(IV)-ის სულფატი ($Pt(SO_4)_2$) წარმოქმნის ყვითელ კრისტალურ ნივთიერებას, რომელიც იხსნება წყალში, სპირტში, ეთერსა და მჟავაში. იგი მიიღება პლატინის ტეტრაქლორიდზე ტყვიის დისულფატის მოქმედებით ($PtCl_4 + Pb(SO_4)_2 = Pt(SO_4)_2 + PbCl_4$).

პლატინა(VI)-ის ფთორიდი (PtF_6) მიიღება მაღალ ტემპერატურაზე ($900-950^\circ C$) მეტალური პლატინის ფხვნილზე ფთორის ნაკადის გატარებით

($Pt + 3F_2 = PtF_6$). PtF_6 მუქი წითელი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა, წყალში გახსნისას განიცდის ჰიდროლიზს.

პლატინა და მისი ნაერთები დიდი რაოდენობით გამოიყენება ქიმიურ სინთეზში მაღალ ტექნოლოგიური მასალების მისაღებად. მათი მნიშვნელოვანი ნაწილის რეალიზება ხდება ელექტროტექნიკაში და საიუველირო ნაკეთობების დასამზადებლად. განსაკუთრებული ქიმიური მდგრადობის, დნობის მაღალი ტემპერატურის, საუკეთესო მექანიკური და კატალიზური თვისებების გამო ფართოდ გამოიყენება უახლესი ტექნიკისა და მრეწველობის სხვადასხვა დარგში.

რუთენიუმ(II)-ისა და (III)-ის ქლორიდები ($RuCl_2$ და $RuCl_3$) მიიღება მეტალურ რუთენიუმის ფხვნილზე ქლორის გატარებით მაღალ ტემპერატურაზე ($250-450^\circ C$): $Ru + Cl_2 = RuCl_2$ და $2Ru + 3Cl_2 = 2RuCl_3$. რუთენიუმის დიქლორიდი ($RuCl_2$) და ტრიქლორიდი ($RuCl_3$) ცუდად იხსნება წყალსა და მჟავაში. რუთენიუმის ქლორიდები კოვალენტური ნაერთებია. ტუტე მეტალების ქლორიდებთან წარმოქმნის $M_2^1[RuCl_5]$ -ის ტიპის მარილებს.

რუთენიუმ(III)-ის ბრომიდი ($RuBr_3$) მიიღება ცხელ რუთენიუმზე ბრომის მოქმედებით ($2Ru + 3Br_2 = 2RuBr_3$). რუთენიუმის ტრიბრომიდიც ($RuBr_3$) კოვალენტური ნაერთია.

რუთენიუმ(III)-ის იოდიდი (RuI_3) მიიღება მაღალ ტემპერატურაზე გახურებულ მეტალურ რუთენიუმზე იოდის მოქმედებით ($2Ru + 3I_2 = 2RuI_3$). რუთენიუმის ტრიოდიდიც აგრეთვე კოვალენტური ნაერთია, გაცხელებისას ადვილად იშლება მარტივ ნივთიერებად.

რუთენიუმ(IV)-ის ფთორიდი (RuF_4) მიიღება ძალიან რეაქციისუნარიანი რუთენიუმის ჰექსაფთორიდის (RuF_6) დაშლით ($RuF_6 = RuF_4 + F_2$) რუთენიუმ(IV)-ის დაბალ ფთორიდად (RuF_4) და ფთორად (F_2).

რუთენიუმ(IV)-ის ქლორიდი ($RuCl_4$) მიიღება შეიძლება რუთენიუმ(VIII)-ის ოქსიდზე მარილმჟავას მოქმედებისას ($RuO_4 + 6HCl = H_2[RuO_2Cl_4] + Cl_2 + 2H_2O$ I სტადია და $H_2[RuO_2Cl_4] + 2HCl = RuCl_4 + Cl_2 + 2H_2O$ II სტადია. ჯამურად $RuO_4 + 8HCl = RuCl_4 + 2Cl_2 + 4H_2O$). რუთენიუმის ტეტრაქლორიდი ($RuCl_4$) კოვალენტური ნაერთია. წყლის მოქმედებით მისგან მიიღება RuO_2 . გახურებისას

წყალბადის ჭავლი აღადგენს მეტალურ რუთენიუმს. $RuCl_4$ -ზე ტუტე მეტალის ქლორიდის მოქმედებისას მიიღება ჰექსაქლორრუთენატები(IV) $M_2^1[RuCl_6]$.

რუთენიუმის ნაერთები გამოიყენება სამკაულების, „მუდმივი“ კაღის წვერების, ელექტროკონტაქტორებისა და ხმის მარეგისტრირებელი აპარატების ნემსების დასამზადებლად და სხვ.

ოსმიუმ(II)-ის ქლორიდის ($OsCl_2$) მიღება შეიძლება ოსმიუმ(III)-ის ქლორიდის გახურებით დაბალ წნევაზე ($2OsCl_3 = 2OsCl_2 + Cl_2$). ოსმიუმის დიქლორიდი ($OsCl_2$) წყალში მცირედ იხსნება, კარგად იხსნება სპირტში, ეთერსა და აზოტმუჟავაში.

ოსმიუმ(IV)-ის ფთორიდის (OsF_4) მიღება შეიძლება გახურებულ ($280^\circ C$) მეტალურ ოსმიუმზე ფთორის გატარებით ($Os + 2F_2 = OsF_4$). ოსმიუმის ტეტრაფთორიდი ყავისფერი ფხვნილია, რომელიც წყლის მოქმედებით განიცდის ჰიდროლიზურ დაშლას.

ოსმიუმ(IV)-ის ქლორიდი ($OsCl_4$) მიიღება ოსმიუმის ტეტრაოქსიდის კონცენტრირებულ მარილმუჟავათი დამუშავებისას ($OsO_4 + 8HCl = OsCl_4 + 2Cl_2 + 4H_2O$) ან ქლორის გატარებით გახურებულ ($650 - 700^\circ C$) მეტალურ ოსმიუმზე ($Os + 2Cl_2 = OsCl_4$). ოსმიუმის ტეტრაქლორიდი ($OsCl_4$) მოყავისფრო-წითელი ნემსისებრი კრისტალებია, წყლის მოქმედებით თანდათანობით გარდაიქმნება ოსმიუმის დიოქსიდად ($3OsCl_4 + 2H_2O = OsO_2 + 2H_2[OsCl_6]$).

ოსმიუმ(IV)-ის ბრომიდი ($OsBr_4$) და **იოდიდი (OsI_4)** ისევე მიიღება, როგორც ოსმიუმის ტეტრაქლორიდი – ოსმიუმის(VIII) ოქსიდზე ბრომწყალბადმუჟავასა და იოდწყალბადმუჟავას კონცენტრირებული წყალხსნარების მოქმედებით ($OsO_4 + 8HBr = OsBr_4 + 2Br_2 + 4H_2O$ და $OsO_4 + 8HI = OsI_4 + 2I_2 + 4H_2O$).

ოსმიუმ(VIII)-ის ფთორიდი (OsF_8) წარმოიქმნება ფთორის გატარებით გახურებულ ($250^\circ C$) მეტალურ ოსმიუმზე ($Os + 4F_2 = OsF_8$). ოსმიუმის ოქტაფთორიდი (OsF_8) ყვითელი კრისტალური ნივთიერებაა, ხასიათდება მუანგავი თვისებებით, კანზე მოხვედრისას იწვევს სიღამწვერეს, ურთიერთქმედებს წყალთან ($OsF_8 + 4H_2O = OsO_4 + 8HF$).

ოსმიუმი და მისი ნაერთები გამოიყენება პლატინის, პალადიუმის, ირიდიუმისა და რუთენიუმის მალეგირებელ ელემენტად, აგრეთვე იხმარება ავტოკალმებისა და ელექტროკონტაქტორების დასამზადებლად. მათი ფხვნილი გამოიყენება კატალიზატორად ამიაკის სინთეზის, ნახშირწყალბადის ჟანგვის, აცეტონის ჰიდრირებისა და სხვა რეაქციებში.

როდიუმ(II)-ის ჰალიდები (RhF_2 , $RhCl_2$, $RhBr_2$, RhI_2) მიიღება როდიუმ(III)-ის ფთორიდის, ქლორიდის, ბრომიდისა და იოდიდის გახურებით ($950-1000^\circ C$): $2RhF_3 = 2RhF_2 + F_2$, $2RhCl_3 = 2RhCl_2 + Cl_2$ და ა.შ. ისინი ფხვნილისებრი ნივთიერებებია, დამახასიათებელია სხვადასხვა შეფერილობა. მუქი ყავისფრიდან იისფერ-წითლამდე.

როდიუმ(III)-ის ფთორიდის (RhF_3) მიღება შეიძლება გაცხელებულ ($500-600^\circ C$) როდიუმზე ფთორის მოქმედებისას ($2Rh + 3F_2 = 2RhF_3$). იგი (RhF_3) რომბული წითელი კრისტალებია, მცირედ იხსნება წყალში.

როდიუმ(III)-ის ქლორიდი ($RhCl_3$) მიიღება ფხვნილისებრ როდიუმზე ქლორის მოქმედებისას ($250-360^\circ C$) $2Rh + 3Cl_2 = 2RhCl_3$. როდიუმის ტრიქლორიდი ($RhCl_3$) მოწითალო-ყავისფერი კრისტალური ნივთიერებაა, წყალსა და მუავაში მცირედ იხსნება, ჰიდრატირებული როდიუმის ტრიქლორიდი კი ($RhCl_3 \cdot 4H_2O$) წყალში კარგად ხსნადია.

როდიუმ(III)-ის ბრომიდის ($RhBr_3$) მიღება შეიძლება შესაბამისი მარტივი ნივთიერებების ურთიერთქმედებით ($250^\circ C$) $(2Rh + 3Br_2 = 2RhBr_3)$. როდიუმის ტრიბრომიდი ყავისფერი ფხვნილია, რომელიც გახურებისას ($527^\circ C$) იშლება შემადგენელ ელემენტებად. ცნობილია $RhBr_3$ -ის კომპლექსური ამინები.

როდიუმ(III)-ის იოდიდის (RhI_3) მიღება შეიძლება კალიუმის იოდიდის მოქმედებისას როდიუმ(III)-ის მარილის ხსნარებზე ($Rh_2(SO_4)_3 + 6KI = 2RhI_3 + 3K_2SO_4$). როდიუმის ტრიოდიდი შავი, წყალში მცირედ ხსნადი ნივთიერებაა, გახურებისას ($327^\circ C$) იშლება.

როდიუმ(IV)-ის ფთორიდი (RhF_4) მიიღება გამთბარ ($50^\circ C$ -მდე) როდიუმზე ელემენტური ფთორის მოქმედებით ($Rh + 2F_2 = RhF_4$). როდიუმის ტეტრაფთორიდის სუბლიმაციით შეიძლება მისი სუფთა სახით მიღება. იგი წყალში მცირედ ხსნადი მოწითალო-ყავისფერი ნივთიერებაა.

როდიუმი და მისი ნაერთები გამოიყენება საიუველირო საწარმოში, რადგან სხვადასხვა ნაკეთობაზე ელექტროლიზურად დალექილი როდიუმი იძლევა მზინავ ზედაპირს. იხმარება, აგრეთვე კატალიზატორისა და შავი პიგმენტის სახით ფაიფურის ნაკეთობათა მოსახატავად. სინთეზური ბოჭკოს წარმოებაში გამოიყენება, როგორც კატალიზატორები.

ირიდიუმ(II)-ის ჰალიდები ($IrCl_2$, $IrBr_2$, IrI_2)

ირიდიუმ(II)-ის ქლორიდის ($IrCl_2$) მიღება შეიძლება ირიდიუმის გახურებისას ქლორის ჭავლში ($Ir + Cl_2 = IrCl_2$). ირიდიუმის დიქლორიდი მწვანე ფერის კრისტალური ნივთიერებაა, მცირე რაოდენობით იხსნება ტუტეში, ხოლო გახურებისას ($800^\circ C$) მარტივ ნივთიერებებად იშლება.

ირიდიუმ(III)-ის ქლორიდი ($IrCl_3$) წარმოიქმნება გახურებულ ($600^\circ C$ -მდე) ფხვნილისებრ ირიდიუმზე ქლორის მოქმედებით ($2Ir + 3Cl_2 = 2IrCl_3$). ირიდიუმის ტრიქლორიდი მუქი მწვანე ფერის ნივთიერებაა, აქროლადია, წყალსა და მჟავაში მცირე რაოდენობით იხსნება.

ირიდიუმ(III)-ის ბრომიდი ($IrBr_3$) მიიღება ირიდიუმ(III)-ის ოქსიდზე (Ir_2O_3) ბრომწყალბადმჟავას მოქმედების შედეგად ($Ir_2O_3 + 6HBr = 2IrBr_3 + 3H_2O$). ირიდიუმის ტრიბრომიდი ძლიერი გახურებისას იშლება შემადგენელ ელემენტებად.

ირიდიუმ(III)-ის იოდიდი (IrI_3) მიიღება შესაბამისი ელემენტების შეერთებისას (ზომიერი გახურებისას, $2Ir + 3I_2 = 2IrI_3$) მწვანე ფერის მყარი ნივთიერებაა, მცირე რაოდენობით იხსნება წყალში, გახურების ($400^\circ C$) დროს იშლება.

ირიდიუმ(IV)-ის ფთორიდი (IrF_4) მიიღება Ir_2F_6 -ისა და ირიდიუმის ფხვნილის ნარევის გახურებისას. წყალში გახსნისას იგი ჰიდროლიზურად იშლება ($IrF_4 + 4H_2O = Ir(OH)_4 + 4HF$).

ირიდიუმ(IV)-ის ქლორიდი ($IrCl_4$) წარმოიქმნება ($600^\circ C$ -ზე) ირიდიუმზე ქლორით მოქმედებისას, მაღალი წნევის დროს ($Ir + 2Cl_2 = IrCl_4$). $NaCl$ ან KCl -თან, ქლორის ატმოსფეროში, ირიდიუმის გახურებისას მიიღება $Na_2[IrCl_6]$ ან $K_2[IrCl_6]$: $Ir + 2M^+Cl + 2Cl_2 = M_2^+[IrCl_6]$.

ირიდიუმ(IV)-ის ბრომიდის ($IrBr_4$) მიღება შეიძლება ირიდიუმ(IV)-ის ოქსიდზე (IrO_2) ბრომწყალბადმჟავას მოქმედებისას ($IrO_2 + 4HBr = IrBr_4 + 2H_2O$).

ირიდიუმის ტეტრაბრომიდი ლურჯი ფერის ნაერთია, ჰიდროლიზურად იშლება წყალში გახსნისას.

ირიდიუმ(VI)-ის ფთორიდის (IrF_6) მიღება შეიძლება თუ ფხვნილისებრ ირიდიუმს გავაცხელებთ, ფთორის ატმოსფეროში, ფლუორიტის მილში ($Ir + 3F_2 = IrF_6$). ირიდიუმის ჰექსაფთორიდი (IrF_6) ყვითელი, კრისტალური ნივთიერებაა. თავისი ქიმიური ხასიათით მუანგავია ($2IrF_6 + 8H_2O = 2IrO_3 \cdot 2H_2O + 12HF + O_2$).

ირიდიუმ(III)-ის სულფიდი (Ir_2S_3) მიიღება ირიდიუმის ტრიქლორიდის შემჟავებულ ხსნარში გოგირდწყალბადის გატარებით ($2IrCl_3 + 3H_2S = Ir_2S_3 + 6HCl$). ირიდიუმ(III)-ის სულფიდი მყარი, ყავისფერი ნაერთია, $1000^\circ C$ -მდე გაცხელებისას მარტივ ნივთიერებებად იშლება. წყალში მცირე რაოდენობით იხსნება. კარგად ხსნადია აზოტმჟავასა და კალიუმის სულფიდის ხსნარში.

ირიდიუმი და მისი ნაერთები გამოიყენება, როგორც კატალიზატორი ქიმიურ მრეწველობაში. ისინი იხმარება კალმის წვერების, საზღვაო კომპასის ისრების აგრეთვე ზომა-წონის ზუსტ ეტალონების და სხვათა დასამზადებლად.

პალადიუმ(II)-ის ჰალიდების (PdF_2 , $PdCl_2$, $PdBr_2$, PdI_2) მიღება შეიძლება გახურებისას ($550^\circ C$ -მდე და უფრო მეტი) პალადიუმის ურთიერთქმედებით ჰალოგენებთან ($Pd + F_2 = PdF_2$, $Pd + Cl_2 = PdCl_2$ და ა.შ.). **პალადიუმის დიფთორიდი (PdF_2)** ყავისფერი კრისტალური ნივთიერებაა, ცუდად იხსნება წყალში, კარგად – მდნობ მჟავაში – ტეტრაფთორპალადიუმმჟავას $H_2[PdF_4]$ -ის წარმოქმნით ($PdF_2 + 2HF = H_2[PdF_4]$). პალადიუმის დიქლორიდი წითელი კრისტალური ნივთიერებაა, კარგად იხსნება წყალში. მასზე გოგირდწყალბადის მოქმედებით წარმოიქმნება შესაბამისი სულფიდი ($PdCl_2 + H_2S = PdS + 2HCl$). მეტალურ პალადიუმზე მარილმჟავას მოქმედებით ქლორის თანაობისას მიიღება ტეტრაქლორპალადიუმმჟავა ($H_2[PdCl_4]$): $Pd + Cl_2 + 2HCl = H_2[PdCl_4]$. პალადიუმ(II)-ის ქლორიდის წყალხსნარის ჭარბი ამიაკით დამუშავებისას მიიღება ტეტრამინპალადიუმ(II)-ის ქლორიდი ($PdCl_2 + 4NH_4OH = [Pd(NH_3)_4Cl_2] + 4H_2O$).

პალადიუმ(II)-ის ბრომიდი ($PdBr_2$) ყავისფერ-წითელი ნივთიერებაა, ცუდად იხსნება წყალში, კარგად ბრომწყალბადმჟავასა და ტუტე მეტალთა ბრომიდების წყალხსნარებში – ტეტრაბრომპალადიუმმჟავასა ($H_2[PdBr_4]$) და

ტეტრაბრომპალადატის $M_2^+[PdBr_4]$ წარმოქმნით $PdBr_2 + 2HBr = H_2[PdBr_4]$,
 $PdBr_2 + 2KBr = K_2[PdBr_4]$. ცნობილია, აგრეთვე ტეტრაამინპალადიუმ(II)-ის
 ბრომიდი $[Pd(NH_3)_4]Br_2$ და მისი სტერეოიზომერი $[Pd(NH_3)_2Br_2]$.

პალადიუმ(II)-ის იოდიდის (PdI_2) მუქი წითელი ფერის ფხვნილია, ცუდად
 იხსნება წყალში, ურთიერთქმედებს იოდწყალბადმჟავასა და ტუტე მეტალთა
 იოდიდების წყალხსნარებთან ტეტრაიოდოპალადიუმმჟავას ($H_2[PdI_4]$) და
 ტეტრაიოდოპალადატის(II) ($M_2^+[PdI_4]$) წარმოქმნით ($PdI_2 + 2HI = H_2[PdI_4]$ და
 $PdI_2 + 2NaI = Na_2[PdI_4]$). მიღებულია აგრეთვე ტეტრაამინპალადიუმ(II)-ის იოდიდი
 ($[Pd(NH_3)_4]I_2$) და მისი სტერეოიზომერული ნაერთი ($[Pd(NH_3)_2I_2]$).

პალადიუმ(II)-ის სულფატი ($PdSO_4 \cdot 2H_2O$) წარმოიქმნება პალადიუმ(II)-ის
 ჰიდროქსიდზე გოგირდმჟავას მოქმედებით ($Pd(OH)_2 + H_2SO_4 = PdSO_4 + 2H_2O$) ან
 მეტალური პალადიუმის ურთიერთქმედებით კონცენტრირებულ გოგირდმჟავასთან
 ($Pd + 2H_2SO_4 = PdSO_4 \cdot 2H_2O + SO_2$).

პალადიუმ(III)-ის ფთორიდი (PdF_3) მიიღება ფთორის მოქმედებით
 მეტალურ პალადიუმზე ($2Pd + 3F_2 = 2PdF_3$) ან PdF_2 -ზე ($200^\circ C$):
 $2PdF_2 + F_2 = 2PdF_3$. პალადიუმის ტრიფთორიდი ჰიგროსკოპიული, პარამაგნიტური,
 შავი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა, გახურებისას იშლება შემადგენელ
 ელემენტებად, იხსნება მდნობ მჟავაში, ხასიათდება მჟანგავი თვისებებით.

პალადიუმ(IV)-ის სულფიდი (PdS_2) მიიღება პალადიუმის ტეტრაქლორიდი
 შეღებობით გოგირდთან ($400 - 500^\circ C$) $PdCl_4 + 2S = PdS_2 + 2Cl_2$. იგი მუქი ყავისფერი
 მყარი ნივთიერებაა, რომელიც გახურებით ($600^\circ C$ ზევით) გარდაიქმნება
 პალადიუმ(II)-ის სულფიდად ($PdS_2 = PdS + S$).

პალადიუმი და მისი ნაერთები იხმარება ვერცხლისა და ვერცხლის
 ნაკეთობების დაცვისა და დეკორატიული დაფარვისათვის. ქიმიურ
 მრეწველობაში გამოიყენება მრავალი ქიმიური რეაქციის კატალიზატორად.

გამოყენებული ლიტერატურა

1. ვ. კოკჩაშვილი, გ. ცინცაძე, თ. ცეცხლაძე. ზოგადი და არაორგანული ქიმიის კურსი I-II ნაწილი. თბილისი, გამომცემლობა „განათლება“, 1988.
2. თ. წივწივაძე. ზოგადი ქიმია. თბილისი, გამომცემლობა „განათლება“, 1992.
3. თ. წივწივაძე. ზოგადი, არაორგანული და კოორდინაციული ქიმია. თბილისი, საგამომცემლო სახლი „ტექნიკური უნივერსიტეტი“, 2013.
4. ჟ. პეტრიაშვილი. ზოგადი ქიმია. თბილისი, „ტექნიკური უნივერსიტეტი“, 2006.
5. ჟ. პეტრიაშვილი. ზოგადი ქიმიის სალექციო კურსი (საპრეზენტაციო მასალასთან ერთად). თბილისი, „ტექნიკური უნივერსიტეტი“, 2013.
6. რ. მაჩხოშვილი. კოორდინაციული ქიმიის შესავალი (მეორე გამოცემა). თბილისი, სულხან საბა ორბელიანის სახ. სახელმწიფო პედაგოგიური უნივერსიტეტის გამომცემლობა, 2004.
7. ც. მახათაძე, გ. ცინცაძე, ა. მამულაშვილი. კოორდინაციული ქიმიის საფუძვლები. თბილისი, სტუ, 2000.
8. შ. სიღამონიძე. ნანოქიმია. თბილისი, გამომცემლობა საქართველოს საპატრიარქოს წმინდა ანდრია პირველწოდებულის სახ. ქართული უნივერსიტეტი, 2011.
9. , - „ „, 1995.
10. , - „ „, 1998.
11. , - „ „, 1978.
12. , - „ „, 1979.
13. P. Thomas Veerr, Klith B. Oldham, Salvatore Tocci. Chemistry (visualizing matter), Holt, Rinehart and Winston. New-york. 2000.
14. Antony C. Wiebraham, Dennisd d. Staley end others. Chemistry, Pearson aducation. New-York. 2000.
15. Darrell D. Ebbing, Steven D. Gammon. GENERAL CHEMISTRY. Houghton miffed Company, New-York, Boston, 2005.
16. Geoffrey Neuss. Chemistry (IB study guides). Oxford University press, 2007.

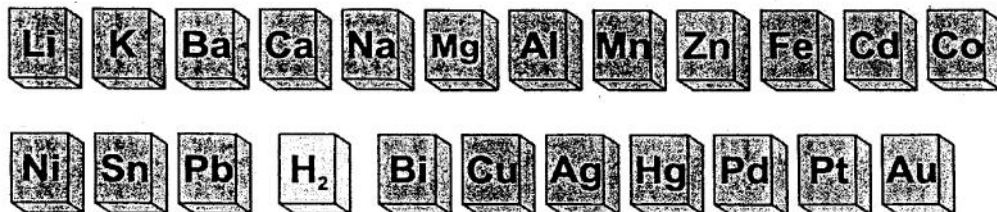
ღანართი:

მარილების, მჟავების და ფუძეების ხსნალობა 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 (10გ-ზე მეტი 1000გ წყალში), მხ - მცირედ ხსნადი (0,01გ-დან 10 გ-მდე 1000გ წყალში),
 უ - უხსნადი (0,01გ-ზე ნაკლები 1000გ წყალში), ხაზი - იმდენა წყლით ან არ არსებობს

ელექტროქიმიური კაპის მწკრივი



შინაარსი

შესავალი	3
I თავი. ოქსიდი	5
1.1. ოქსიდთა კლასიფიკაცია და ქიმიური თვისებების ცვლილებათა კანონზომიერებანი	5
1.1.1. ოქსიდთა კლასიფიკაცია ქიმიური თვისებებით	5
1.1.2. ოქსიდის თვისებების ცვლილების კანონზომიერებანი	8
1.2. ოქსიდის მიღების ხერხები	10
1.3. ოქსიდის ფიზიკური თვისებები	13
1.4. ოქსიდის ქიმიური თვისებები	14
1.4.1. ფუძური ოქსიდი	14
1.4.2. მჟავური ოქსიდი	14
1.4.3. ამფოტერული ოქსიდი	16
1.5. ოქსიდის ზოგადქიმიური თვისებები	16
1.6. მეტი რომ ვიცოდეთ ოქსიდთა შესახებ	18
II თავი. მჟავა და ფუძე	53
2.1. მჟავისა და ფუძის თეორიები	53
2.1.1. ელექტროლიტური თეორია	53
2.1.2. პროტოლიტური თეორია	53
2.1.3. ელექტრონული თეორია	55
2.2. მჟავა	56
2.2.1. მჟავების კლასიფიკაცია	56
2.2.2. მჟავას მიღების ხერხები	60
2.2.3. ნებისმიერი მჟავას მიღების საერთო მეთოდები	62
2.2.4. მჟავას ფიზიკური თვისებები	64
2.2.5. მჟავას ქიმიური თვისებები	64
2.2.6. მჟანგავი მჟავას – თვისებები	66
2.2.7. მჟანგავი მჟავას მეტალთან ურთიერთქმედება	66
2.3. მეტი რომ ვიცოდეთ მჟავათა შესახებ	68
2.4. ფუძე	91
2.4.1. ფუძეთა კლასიფიკაცია	91
2.4.2. ფუძის მიღების ხერხები	92
2.4.3. ფუძის ფიზიკური თვისებები	94

2.4.4. ფუძის ქიმიური თვისებები -----	94
2.5. მეტი რომ ვიცოდეთ ფუძეთა შესახებ -----	95
III თავი. მარილი -----	121
3.1. მარილთა კლასიფიკაცია -----	121
3.2. მარილის მიღების ხერხები -----	122
3.3. მარილის ფიზიკური თვისებები -----	126
3.4. მარილის ქიმიური თვისებები -----	127
IV თავი. მარილის ჰიდროლიზი -----	128
4.1. ჰიდროლიზის ხარისხი და ჰიდროლიზის მუდმივა -----	134
4.2. ჰიდროლიზი ზოგადად -----	137
4.3. მეტი რომ ვიცოდეთ მარილთა შესახებ -----	138
გამოყენებული ლიტერატურა -----	197
დანართი -----	198