

მ. ცინცაძე, ა. მამულაშვილი,
თ. გიორგაძე, ნ. გეგეშიძე, ნ. კილასონია

არაორბანული ქიმია

II ნაწილი

(d- და f-ელემენტების ქიმია)

საქართველოს ტექნიკური უნივერსიტეტი

მ. ცინცაძე, ა. მამულაშვილი,
თ. გიორგაძე, ნ. გეგეშიძე, ნ. კილასონია

არაორბანული ქიმია

II ნაწილი

(d- და f-ელემენტების ქიმია)



დამტკიცებულია სტუ-ს
სარედაქციო-საგამომცემლო
საბჭოს მიერ

თბილისი
2009

სახელმძღვანელო “არაორგანული ქიმია” (ნაწილი II) გათვალისწინებულია ქიმიური ტექნოლოგიის და მეტალურგიის ფაკულტეტის როგორც ბაკალავრიის ასევე, უმაღლესი პროფესიული სწავლების სტუდენტებისთვის. მისი გამოყენება შეუძლიათ აგრეთვე სხვადასხვა უმაღლესი ზოგადტექნიკური ფაკულტეტის სტუდენტებს, ინჟინრებს, სკოლის პედაგოგებს და მაღალი კლასების მოსწავლეებს.

სახელმძღვანელოში განხილულია d- და f-ელემენტების ქიმია. I თავში მოცემულია d- და f-ელემენტების ზოგადი დახასიათება ატომის აღნაგობის თვალსაზრისით. განხილულია ჯგუფებში ელემენტების რადიუსის ცვლილებასთან დაკავშირებით d- და f- ელექტრონების ბირთვთან შეღწევადობა და მისი გავლენა ელემენტების თვისებებზე.

თითოეული ჯგუფის განხილვა იწყება ქვეჯგუფის ზოგადი დახასიათებით ატომის აღნაგობის თვალსაზრისით. მოცემულია შესაბამისი ელემენტების ელექტრონული ფორმულები, მათი უანგვითი რიცხვები და ა.შ.

ელემენტთა დახასიათებისას ყურადღება გამახვილებულია მოცემული ელემენტების და მათი ნაერთების გამოყენებაზე ქიმიურ ტექნოლოგიებში, მრეწველობისა და მეცნიერების სხვადასხვა დარგებში, მედიცინაში, განხილულია მათი ბიოლოგიური როლი.

ავტორები დიდი მადლობით მიიღებენ მითითებებს და შენიშვნებს, რასაც გაითვალისწინებენ შემდგომი გამოცემებისას.

რეცენზენტი პროფ. შ. სიღამონიძე

© საგამომცემლო სახლი „ტექნიკური უნივერსიტეტი“, 2009

ISBN 978-9941-14-198-0 (ყველა ნაწილი)

ISBN 978-9941-14-334-2 (მეორე ნაწილი)

<http://www.gtu.ge/publishinghouse/>



ყველა უფლება დაცულია. ამ წიგნის არც ერთი ნაწილი (იქნება ეს ტექსტი, ფოტო, ილუსტრაცია თუ სხვა) არანაირი ფორმით და საშუალებით (იქნება ეს ელექტრონული თუ მექანიკური), არ შეიძლება გამოყენებულ იქნას გამომცემლის წერილობითი ნებართვის გარეშე.

საავტორო უფლებების დარღვევა ისჯება კანონით.

შ ე ს ა ვ ა ლ ი

გარდამავალი ელემენტების ზოგადი

დახასიათება

გარდამავალი ელემენტებია ის ელემენტები, რომელთა ატომებს ნაწილობრივ ან სრულად შევსებული აქვთ $(n-1)d$ ან $(n-2)f$ ქვედონეები. აქედან გამომდინარე გარდამავალი ელემენტები შეიძლება დაფიქსირდეს ორ ჯგუფად: d – ელემენტებად და f – ელემენტებად. f – ელემენტები თავის მხრივ იყოფა ორ ქვეჯგუფად – ლანთანიდებად და აქტინიდებად.

დ.ი.მენდელეევის პერიოდული სისტემის ელემენტის ელექტრონული დრუბელი რიგითი ნომრით მის წინამდებარე ელემენტის ელექტრონული დრუბლისაგან განსხვავდება იმით, რომ გარე ელექტრონულ დონეზე აქვს ერთი მეტი ელექტრონი, თუმცა ეს კანონზომიერება ყოველთვის არ სრულდება.

კალციუმს ($Z = 20$) შევსებული აქვს ყველა შიგა ქვედონეები და ns ქვედონე, მის მომდევნო ელემენტს $Sc(21)$ ოცდამეერთე ელექტრონი მოთავსებული აქვს არა np - ქვედონეზე, არამედ $(n-1)d$ ქვედონეზე. d – ქვედონეს შეესაბამება ხუთი ორბიტალი, ამიტომ მომდევნო ელემენტების ელექტრონები ავსებენ ამ d – ორბიტალებს და წარმოქმნიან ათ ელემენტიან მწკრივს (Sc ---- Zn) ეს მწკრივი ცნობილია გარდამავალი ელემენტების (d -ელემენტების) სახელწოდებით. np – ქვედონის შევსება კი იწყება გალიუმიდან (31).

ანალოგიურ მოვლენას ადგილი აქვს შემდეგ პერიოდშიც. სტრონციუმს (38) შევსებული აქვს ns – ქვედონე, ხოლო მომდევნო ელემენტის Y (39) ოცდამეცხრამეტე ელექტრონი მოთავსებულია $(n-1)d$ ქვედონეზე. იტრიუმის მომდევნო ელემენტები თანდათანობით ავსებენ $(n-1)d$ ქვედონეს და წარმოიქმნება გარდამავალი ელემენტების (d - ელემენტების) მეორე ათელემენტიანი მწკრივი (Y - --- Cd).

გარდამავალი ელემენტების მესამე მწკრივი იწყება ლანთანიით (57), რომელსაც შევსებული აქვს $(n-1)s$ და $(n-1)p$ – ქვედონეები და ns ქვედონე. ერთი ორმოცდამეზიდმეტე ელექტრონი მოთავსებულია $(n-1)d$ ($5d$) ქვედონეზე. მომდევნო ელემენტის, ცეზიუმის (58) დამატებითი ელექტრონი, პირველი და მეორე გარდამავალი ელემენტებისაგან განსხვავებით, ავსებს არა $(n-1)d$ ქვედონეს, არამედ $(n-2)f$ ქვედონეს. f ქვედონეს აქვს შვიდი ორბიტალი, ამიტომ მომდევნო თოთხმეტი ელექტრონი (რიგითი ნომრით 58 –71) თანდათანობით ავსებს $(n-2)f$ ($4f$) ორბიტა-

ლებს. სამოცდამეთორმეტე ელემენტი (Hf) აგრძელებს $(n - 1)d$ ($5d$) ქვედონის შევსებას. მომდევნო ელემენტები თანდათანობით ავსებენ $5d$ ქვედონეს. მიიღება გარდამავალი ელემენტების მესამე მწკრივი (La ----- Hg).

მეოთხე გარდამავალი მწკრივიდან ცნობილია აქტინიუმი (89), რეზერფორდიუმი (104), დუბნიუმი (105), სიბორგოვიუმი (106), ბორნიუმი (107), ჰასიუმი (108) და მეიტრენიუმი (109).

ქვედონეებზე აღნიშნული სახით ელექტრონების განლაგება დადგენილია სპექტროსკოპული გამოკვლევებით.

გარდამავალი ელემენტების თითოეული მწკრივისთვის არსებობს ელექტრონების განლაგების ორი უფრო მდგრადი მდგომარეობა:

1. როდესაც ქვედონის ყველა ორბიტალი მაქსიმალურად არის შევსებული ელექტრონებით (Zn, Cd, Hg)
2. როდესაც d - ქვედონე ნახევრადაა შევსებული ე.ი. ხუთ ორბიტალზე იმყოფება თითო ელექტრონი (Mn, Mo, Re).

ეს არის იმის მიზეზი, რომ Cu, Ag, Au, Pd, Pt და ასევე Cr, Mo-ის შემთხვევაში, ერთი ელექტრონი (Pd-ისთვის ორი) ns – ორბიტალიდან გადადის $(n - 1)d$ ორბიტალზე, რის შედეგადაც წარმოიქმნება ელექტრონების განლაგების ენერგეტიკულად უფრო მდგრადი მდგომარეობა.

გარდამავალი ელემენტები არ იერთებენ ელექტრონებს. ისინი მხოლოდ გასცემენ ელექტრონებს და წარმოქმნიან დადებით იონებს. ამიტომ ყველა გარდამავალი ელემენტი ლითონია.

მესამე ჯგუფის d -ელემენტები გასცემენ ელექტრონებს და წარმოქმნიან იონებს ჟანგვითი რიცხვით $+3$ (ჯგუფის ნომრის შესაბამისი). IV – VII ჯგუფის ელემენტებისათვის, გარდა ჯგუფის ნომრის ტოლი ჟანგვითი რიცხვისა, დამახასიათებელია უფრო დაბალი ჟანგვითი რიცხვიც. მაგალითად ტიტანი (IV ჯგუფი) წარმოქმნის ნაერთებს, სადაც ჟანგვითი რიცხვი ტოლია $+2$, $+3$ და $+4$; ვანადიუმის (V) ნაერთებში ჟანგვითი რიცხვი ტოლია $+2$, $+3$, $+4$ და $+5$ ე.ი. d – ელემენტების სავალენტო ელექტრონებია ns და $(n - 1)d$ ელექტრონები. აღსანიშნავია ის ფაქტი, რომ d - ელექტრონები, მხოლოდ მაშინ იწყებენ მონაწილეობას, როდესაც ყველა s - ელექტრონი გაცემულია.

VIII – ჯგუფის d – ელემენტებიდან მაქსიმალური ჟანგვითი რიცხვი რვა დამახასიათებელია მხოლოდ რუთენიუმის (RuO_4) და ოსმიუმისათვის (OsO_4 , OsF_8).

დანარჩენი ელემენტებისათვის ჟანგვითი რიცხვი არ აღემატება +6, ხოლო კობალტის და ნიკელის +3 (თუ მხედველობაში არ მივიღებთ კომპლექსნაერთებს).

პირველი ჯგუფის d – ელემენტები Cu, Ag, Au არიან ის გამონაკლისები, რომლებიც წარმოქმნიან ნაერთებს, სადაც ჟანგვითი რიცხვი მაღალია ჯგუფის ნომერზე.

მეორე ჯგუფის d – ელემენტების (Zn, Cd, Hg) d ქვედონე სრულად შევსებულია (10 ელექტრონი). ამ ელემენტებისათვის სავალენტო ელექტრონებია მხოლოდ ns^2 – ელექტრონები. ამიტომ მათი ჟანგვითი რიცხვი ტოლია +2.

გარდამავალი ელემენტებისათვის დამახასიათებელია კომპლექსური ნაერთების წარმოქმნის მკვეთრად გამოხატული თვისებები.

როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, ელემენტებს, რომელთაც ელექტრონები გააჩნიათ $(n - 2)f$ ქვედონეზე, f – ელემენტები ეწოდება. ვინაიდან f – ქვედონეს აქვს შვიდი ორბიტალი, ამიტომ პერიოდში f – ელემენტების მაქსიმალური რაოდენობა ტოლია თოთხმეტის.

ლანთანს 6s ორბიტალზე აქვს ორი ელექტრონი, ხოლო 5d ორბიტალზე ერთი. პერიოდულ სისტემაში ლანთანის მომდევნო ელემენტებს 6s და 5d ორბიტალები შევსებული აქვთ ლანთანის ანალოგიურად, ხოლო დამატებით ელექტრონები თანდათან ავსებენ f ორბიტალებს. ე.ი. ლანთანის (57) მომდევნო ელემენტები (58 – 71) წარმოადგენენ f ელემენტებს. ამ მწკრივის ელემენტები ქიმიური თვისებებით ძალიან ჰგვანან როგორც ერთმანეთს, ასევე სკანდიუმს, იტრიუმს და ლანთანს. ეს ელემენტები ცნობილია იშვიათმიწა ლითონების სახელწოდებით. (58–71) ლანთანის მომდევნო ელემენტებია და ქიმიური თვისებებით ძალიან ჰგვანან ლანთანს, ამიტომ მათ ლანთანიდებს უწოდებენ.

ლანთანის ანალოგიურად, ლანთანიდებს გარე ორბიტალზე (6s და 5d) აქვთ ერთი და იგივე ელექტრონების რაოდენობა, რომელთა გაცემის შემდეგ წარმოქმნიან სამვალენტო (X^{+3}) – იონებს, ამიტომ მათი ნაერთების ფორმები და თვისებები მსგავსია.

პერიოდულ სისტემაში იონების რადიუსები ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად პერიოდულად იცვლება, მაგრამ ლანთანიდებისათვის შეინიშნება იონების რადიუსების არაპერიოდული ხაზოვანი შემცირება. ეს მოვლენა ცნობილია ლანთანიდური კუმშვის სახელწოდებით. ლანთანიდური კუმშვა შეიძლება აიხსნას შემდეგნაირად: 4f – ქვედონე, რომელიც თანდათანობით ივსება ელექტრონებით,

იმყოფება ბირთვთან ახლოს, ამიტომ მოცულობის ზრდა, რომელიც თან ახლავს ამ ქვედონეზე ელექტრონების რიცხვის ზრდას, კომპენსირდება ბირთვის მიერ ელექტრონების მიზიდვით, რომლის დადებითი მუხტი მონოტონურად იზრდება.

პერიოდულ სისტემაში აქტინიუმის (89) შემდეგი თოთხმეტი ელემენტი ცნობილია აქტინიდების სახელწოდებით. ეს ელემენტები ლანთანიდთა ანალოგიურია. აქტინიდები თანდათან ავსებენ 5f ქვედონეს.

რენტგენოსტრუქტურული მეთოდით დადგენილია, რომ აქტინიდების იონური რადიუსები მცირდება ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად. ეს მოვლენა ლანთანიდური კუმშვის ანალოგიურია და ცნობილია აქტინიდური კუმშვის სახელწოდებით.

თაზი I

III ჯგუფის თანაური ქვეჯგუფის ელემენტები

პერიოდული სისტემის III ჯგუფის თანაური ქვეჯგუფიდან "იწყება" გარდამავალი d-ელემენტების რიგი. III ჯგუფის თანაურ ქვეჯგუფში შედის 32 ელემენტი: 17 იშვიათმიწათა ელემენტი, აქტინიუმი და 14 აქტინიდი (რაც წარმოადგენს ელემენტ-ლითონების ნახევარს და პერიოდული სისტემის ყველა ელემენტის მესამედს). ამ თავში განხილული იქნება III ჯგუფის თანაური ქვეჯგუფის d-ელემენტები: სკანდიუმი, იტრიუმი, ლანთანი და აქტინიუმი (III ჯგუფის თანაური ქვეჯგუფის f-ელემენტები: ლანთანიდები და აქტინიდები იხ. თავი X და თავი XI-ში).

ელემენტი	ატომური მასა	ატომის ელექტრონული კონფიგურაცია	ელექტრონული უარყოფითობა	ჟანგბითი რიცხვი
Sc	44,9559	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$	1,20	+3
Y	88,9059	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^1 5s^2$	1,11	+3
La	138,9055	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 5d^1 6s^2$	1,08	+3
Ac	227,028	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$	1,00	+3

სკანდიუმი

1871 წ. დ.ი. მენდელეევიმ აღმოაჩინა სიზუსტით აღწერა მესამე ჯგუფის, მანამდე უცნობი ელემენტის ფიზიკური და ქიმიური თვისებები და უწოდა "ეკაბორი", ხოლო 1879 წ. ნილსონმა აღმოაჩინა ახალი ელემენტი, რომლის თვისებები, ატომური მასა და სიმკვრივე ზუსტად დაემთხვა ეკაბორის თვისებებს და თავისი სამშობლოს საპატივცემულოდ დაარქვა სკანდიუმი.

ბუნებაში გავრცელება

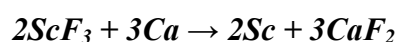
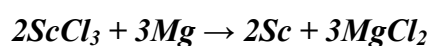
სკანდიუმი ბუნებაში გავრცელებულია ნაერთების სახით პოლიმეტალურ მადნებში. სკანდიუმით შედარებით მდიდარია მინერალი **ტორტვეიტიტი** – **Sc₂Si₂O₇**, რომელიც თავის მხრივ ერთ-ერთი იშვიათი მინერალია.

იზოტოპები

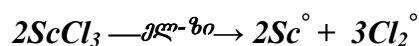
ბუნებრივი სკანდიუმი შედგება ერთადერთი იზოტოპისაგან – ⁴⁵Sc. ცნობილია ასევე სკანდიუმის ხელოვნურად მიღებული ათამდე რადიოაქტიური იზოტოპი. მათგან პრაქტიკული გამოყენება აქვს რადიოაქტიურ იზოტოპს – ⁴⁶Sc (ნახევრად დაშლის პერიოდით 83,83 დღ-ღამე). იგი გამოიყენება ნავთობგადამამუშავებელ წარმოებაში, მეტალურგიული პროცესების კონტროლისათვის და მედიცინაში ათვისებისანი სიმსივნეების სამკურნალოდ. იზოტოპი – ⁴⁷Sc (ნახევრად დაშლის პერიოდით 3,35 დღ-ღამე) წარმოადგენს პოზიტრონების ერთ-ერთ საუკეთესო წყაროს.

მიღების ხერხები

ლითონური სკანდიუმის მისაღებად მის ჰალოგენიდებს აღადგენენ ლითონოთერმული გზით. სკანდიუმის ქლორიდის ლითონოთერმიას ატარებენ მაგნიუმით, ფტორიდისას – კალციუმით:



სკანდიუმის მიღება შესაძლებელია ასევე, ქლორიდების ნაღდობის ელექტროლიზით:



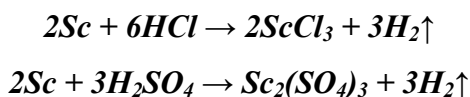
K A



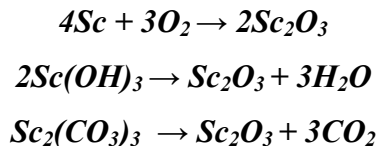
ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

სკანდიუმი მოვერცხლისფრო-თეთრი ფერის ძნელადღვობადი ლითონია. სხვა იშვიათიწათა ლითონების მსგავსად საკმაოდ აქტიურია და ადვილად იჟანგება. ტენიან ჰაერზე CO_2 -თან და წყალთან ურთიერთქმედების შედეგად სწრაფად წარმოქმნის ცვლადი შედგენილობის ჰიდრატირებულ ფუჟე კარბონატს: $x\text{Sc}(\text{OH})_3 \cdot y\text{Sc}_2(\text{CO}_3)_3 \cdot z\text{H}_2\text{O}$.

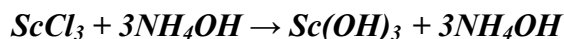
სკანდიუმი მაღალ ტემპერატურაზე უერთდება ფტორს, ქლორს, ბრომს, იოდს, გოგირდს, აზოტს. სკანდიუმი ადვილად ურთიერთქმედებს განზაგებულ მჟაგებთან წყალბადის გამოჟოფით:



სკანდიუმის ოქსიდი – Sc_2O_3 – მიიღება სკანდიუმის გაცხელებით ჰაერზე ან ჰიდროქსიდის და კარბონატის დაშლით:



სკანდიუმის ჰიდროქსიდი – $\text{Sc}(\text{OH})_3$ – ლაბისებრი თეთრი ნალეჟია, მიიღება შესაბამის წყალში ხსნად მარილზე ამონიუმის ჰიდროქსიდის ან ტუტის ხსნარის მოქმედებისას:



სკანდიუმის მარილები თეთრი ფერისაა, ადვილად განიცდიან ჰიდროლიზს. მათი თვისებები ალუმინის შესაბამისი ნაერთების თვისებების მსგავსია. წყალში კარგად ხსნადია ქლორიდი, ბრომიდი, სულფატი, ნიტრატი და აცეტატი, ხოლო სულფიდი, ფტორიდი, ფოსფატი, კარბონატი და ოქსალატი მცირედ ხსნადია.

სკანდიუმი ადვილად წარმოქმნის კოორდინაციულ ნაერთებს. მცირედ ხსნადი სკანდიუმის ფტორიდი ტუტე ლითონების ფტორიდებთან წარმოქმნის კარგად ხსნად კომპლექსურ ფტორმარილებს (აციდომარილებს), რომელთა შედგენილობა გამოსახება ზოგადი ფორმულებით: $\text{Sc}^{\text{I}}[\text{ScF}_4]$, $\text{Sc}^{\text{II}}[\text{ScF}_5]$, $\text{Sc}^{\text{III}}[\text{ScF}_6]$ სადაც $\text{Sc}^{\text{I}}=\text{K, Na}$.

სკანდიუმი გამოიყენება მეტალურგიაში, სხვადასხვა პრაქტიკულად მნიშვნელოვანი შენადნობების თვისებების გასაუმჯობესებლად. მაგ.: ალუმინ-მაგნიუმის შენადნობზე 0,4% სკანდიუმის დამატება ზრდის დროებით წინაღობას 35%-ით, ხოლო დენადობის ზღვარს 65-84% და ამასთან, ფარდობითი წაგრძელება რჩება 20-27% დონეზე. ქრომზე 0,3-0,67% სკანდიუმის დამატება ზრდის მის მდგრადობას ჟანგვის მიმართ 1290°C ტემპერატურამდე და სხვ.

სკანდიუმი გამოიყენება ზემაგარი მასალების მისაღებად. მაგ.: ტიტანის კარბიდის სკანდიუმის კარბიდით ლეგირება ძალზე მკვეთრად ზრდის მდგრადობას (2-ჯერ).

სკანდიუმის ბერილიდს (1 ატომი სკანდიუმი და 13 ატომი ბერილიუმი) გააჩნია სიმკვრივის, სიმტკიცის და მაღალი ღებობის ტემპერატურის საუკეთესო შეხამება, ამიტომ წარმოადგენს საუკეთესო მასალას აეროკოსმოსური ტექნიკის მშენებლობისათვის.

სკანდიუმის ოქსიდი გამოიყენება მიკროელექტრონიკაში და მაღალი ინტენსივობის გამანათებელი ელემენტების წარმოებაში, მედიცინაში (მაღალხარისხოვანი კბილის პროთეზების დასამზადებლად).

ატომურ მრეწველობაში წარმატებით გამოიყენება სკანდიუმის ჰიდრიდი და დეიტერიდი.

იტრიუმი

ბუნებაში გავრცელება

იტრიუმი გვხვდება პოლიმეტალურ მადნებში, რომლებიც შეიცავენ ლანთანიდებს, კალციუმს, სკანდიუმს, ტიტანს და სხვ. იტრიუმი მოიპოვება სხვადასხვა მინერალებში:

ფერგუსონიტი – $YNbO_4$,

სამარსკიტი – $Y(Fe,U)(Nb,Ta)_2O_8$,

გადოლინიტი – $Y_2Fe[Be_2Si_3O_{10}]$,

ეკსენიტი – $YNbTiO_6$,

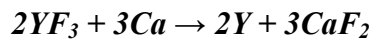
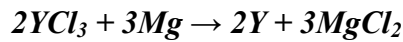
იტროპარიზიტი – $Y_2Ca(CO_3)_3F_2$ და სხვ.

იზოტოპები

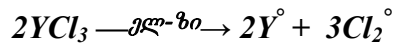
იტრიუმის ერთ სტაბილურ იზოტოპზე ^{89}Y მოდის თხუთმეტი რადიოაქტიური იზოტოპი მასური რიცხვებით 82-დან 97-მდე და ნახევრადდაშლის პერიოდით წუთიდან 105 დღემდე. ზოგიერთი ამ იზოტოპებიდან წარმოიქმნება ურანის ბირთვების სპონტანური გახლეჩვისას. შედარებით მეტად შესწავლილია იტრიუმის რადიოაქტიური იზოტოპი-91, წარმოქმნილი ნაწილობრივ ბირთვული აფეთქებების დროს.

მიღების ხერხები

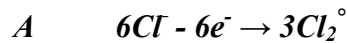
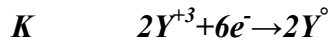
ლითონური იტრიუმი მიიღება ოქსიდიდან ან ჰალოგენიდიდან ლითონოთერმული აღდგენით. აღმდგენელად იყენებენ Mg ან Ca:



ასევე იტრიუმის ქლორიდის ნაღვლობის ელექტროლიზით:



K A



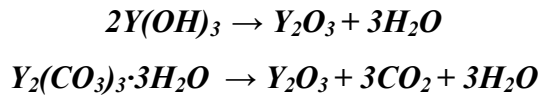
გარდა იტრიუმისა, ელექტროლიზის პროდუქტებია მაგნიუმი და კადმიუმი, რომელთა მოცილების მიზნით ნაღვლობს ვაკუუმში აცხელებენ 900-1200°C-ზე.

ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

იტრიუმი მოვერცხლისფრო, რბილი ლითონია. ძალზე აქტიურია და ჰაერზე ადვილად იჟანგება.

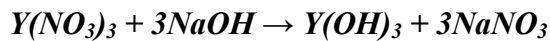
იტრიუმის ფიზიკური და ქიმიური თვისებები მსგავსია სკანდიუმის თვისებების.

იტრიუმის ოქსიდი – Y_2O_3 – მიიღება თეთრი ფაშარი ფხვნილის სახით ჰიდროქსიდის ან კარბონატის დაშლით:



იტრიუმის ოქსიდი მცირედ იხსნება წყალში, კარგად იხსნება მუაგებში.

იტრიუმის ჰიდროქსიდი – $Y(OH)_3$ – ლაბისებრი თეთრი ნივთიერებაა, მიიღება მის ხსნად მარილზე ტუტეების მოქმედებისას:



იტრიუმის მარილები. იტრიუმი წარმოქმნის სამვალენტიან ნაერთებს, ამით იგი უახლოვდება ალუმინს, მაგრამ თავისი ნაერთების თვისებებით ემსგავსება ტუტეშიწათა ლითონების ნაერთებს. მისი მარილების წყალხსნარები შეიცავენ უფერო იონებს.

იტრიუმის ქლორიდი – YCl_3 – მიიღება ქლორის მოქმედებით ლითონურ იტრიუმზე, აირადი ქლორწყალბადით სულფიდის ან კარბონატის დამუშავებისას. იტრიუმის ქლორიდი სხვადასხვა ქლორიდებთან წარმოქმნის ორმაგ მარილებს, მაგ.: $YCl_3 \cdot 3HgCl_2 \cdot 9H_2O$; $2YCl_3 \cdot 3PtCl_2 \cdot 4H_2O$ და სხვ.

იტრიუმის კარბიდი – YC – მიიღება იტრიუმის ოქსიდის ნახშირთან ერთად ელექტროლუმელში გახურებისას.

იტრიუმის ოქსიდისა და თორიუმის დიოქსიდის მყარი ხსნარი – “იტტრალუქსი” ხილული სინათლისათვის გამჭვირვალე მასალაა, როგორც მინა, მაგრამ ამასთან იგი კარგად ატარებს ინფრაწითელ სხივებს. ამიტომ გამოიყენება ინფრაწითელი “ფანჯრების” დასამზადებლად სპეციალური აპარატურისათვის და რაკეტებისათვის, ასევე იყენებენ სათვალთვალო ხერხელებისათვის მაღალტემპერატურულ ღუმელებში (“იტტრალუქსი” ღღვება დაახლოებით $2207^{\circ}C$ -ზე).

იტრიუმის ოქსიდი – წარმოადგენს ცეცხლგამძლე მასალას, ჰაერზე მდგრადია გაცხელების მიმართ, გამოიყენება რიგი მაღალაქტიური მასალების გაღებებისათვის (მათ შორის თავად იტრიუმის, ურანის და სხვ.).

იტრიუმის მნიშვნელოვანი ნაერთია მისი ტელურიდი, რომელსაც გააჩნია მცირე სიმკვრივე, მაღალი ღებობის ტემპერატურა და სიმტკიცე. გამოიყენება მაღალი მარგი ქმედების კოეფიციენტის მქონე თერმოელექტროგენერატორების წარმოებაში.

იტრიუმის ბერილიდი წარმოადგენს ერთ-ერთ საუკეთესო კონსტრუქციულ მასალას აეროკოსმოსურ ტექნიკაში (ღებობა 1020°C –ზე, ჰაერზე იწყებს დაჟანგვას 1670°C -ზე).

ალუმინის იტრიუმით ლეგირება მისგან დამზადებული მასალის ელექტროგამტარობას ზრდის 7,5%-ით.

ევროპიუმის იონებით ლეგირებული იტრიუმის ოქსიდი და ვანადატი გამოიყენება ფერადი ტელევიზორების კინესკოპების წარმოებაში. ევროპიუმით გააქტივირებული იტრიუმის ოქსოსულფიდი გამოიყენება ლუმინოფორების წარმოებაში ფერადი ტელევიზორებისათვის, ხოლო ტერბიუმით აქტივირებული – შავ-თეთრი ტელევიზორებისათვის.

იტრიუმის ტეტრაბრომიდი გამოიყენება ატომური რეაქტორების მართვის მასალების დასამზადებლად.

იტრიუმის ორთოტანტალატი გამოიყენება რენტგენოკონტრასტული საფარის წარმოებისათვის.

იტრიუმის ფერიტი გამოიყენება სუპერ ემ-ის წარმოებაში.

ლანთანი

ბუნებაში გავრცელება

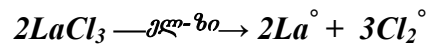
ლანთანი მოიპოვება ფოსფატის, ფტორკარბონატის, სილიკატის და სხვ. ნაერთების სახით. მას ხშირად ახლავს სკანდიუმი, იტრიუმი, ცირკონიუმი, თორიუმი და ურანი. მისი მნიშვნელოვანი მინერალებია მონაციტი, რომელიც ძირითადად შედგება ცერიუმის, იტრიუმის, თორიუმის ფოსფატებისაგან – $(\text{Ce, La...})\text{PO}_4$ და ბასნეზიტი – $(\text{Ce, La...})\text{FCO}_3$.

იზოტოპები

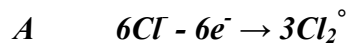
ლანთანი ბუნებაში სკანდიუმის და იტრიუმის მსგავსად, გავრცელებულია მხოლოდ ერთი სტაბილური იზოტოპის სახით – ^{139}La .

მიღების ხერხები

ლითონური ლანთანი მიიღება მისი ქლორიდიდან ან ოქსიდიდან ლითონოთერმული გზით, ან ჰალოგენიდების ნაღვლის ელექტროლიზით:



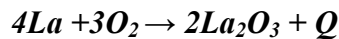
K A



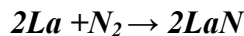
ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

ლანთანი მოვერცხლისფრო-თეთრი, მძიმე, ძნელადღვობადი ლითონია. სხვადასხვა ლითონებთან (Cu, Tl, Mg, Zn, Cd, Fe, Co, Ni და Hg) წარმოქმნის შენადნობებს. ძალზე რეაქციისუნარიანი ლითონია, ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე საკმარისია ლანთანის რამდენიმე საათით ჰაერზე დაყოვნება, რომ იგი გარდაიქმნება ფხვნილად ჰიდროქსოკარბონატში გადასვლის გამო.

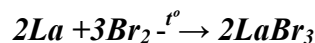
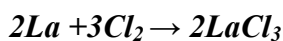
ჟანგბადის არეში 450°C -მდე გაცხელებისას ლანთანი იწვის მნათი ალით (ამ დროს გამოიყოფა საკმაოდ დიდი რაოდენობის სითბო):

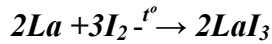


აზოტის არეში გავარვარების დროს გამოიყოფა შავი ფერის ნიტრიდი:

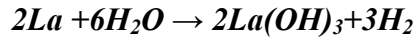


ქლორთან ლანთანი მოქმედებს ოთახის ტემპერატურაზე, ხოლო ბრომთან და იოდთან რეაგირებს მხოლოდ გაცხელებისას:





ლანთანი აქტიური ლითონია, შლის წყალს:

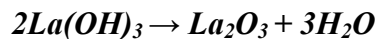
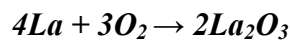


კარგად იხსნება მინერალურ მუკავებში, ტუტის ხსნარებთან არ რეაგირებს.

ყველა ნაერთში ლანთანი ამჟღავნებს +3 ჟანგვით რიცხვს. ოთახის ტემპერატურაზე ლანთანი ადვილად იჟანგება, ამიტომ მას ინახავენ ბენზოლში.

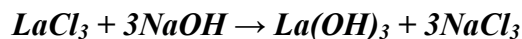
ლანთანის ჰიდრიდი – LaH₃ – მიიღება ლითონურ ლანთანზე წყალბადის მოქმედებით. მასზე წყლის მოქმედებით გამოიყოფა წყალბადი და ლანთანის ჰიდროქსიდი.

ლანთანის ოქსიდი – La₂O₃ – ადვილად მიიღება ლითონური ლანთანის ჟანგვით ჰაერზე, ან ჰიდროქსიდის, კარბონატის და ნიტრატის თერმული დისოციაციით:



La₂O₃ თეთრი ფერის ამორფული ფხვნილია; ფუძე ოქსიდია, წყალთან არ ურთიერთქმედებს, მაგრამ იხსნება მუკავებში, ამონიუმის მარილებიდან აძვევებს ამიაკს, ჰაერიდან ადვილად შთანთქავს CO₂-ს და წარმოქმნის კარბონატს. ამიტომ ლანთანის ოქსიდს ინახავენ ჰერმეტიკულად დახურულ ჭურჭელში.

ლანთანის ჰიდროქსიდი – La(OH)₃ – ლაბისებრი თეთრი ნალექია, მიიღება მის ხსნად მარილზე ტუტის ხსნარის მოქმედებით:

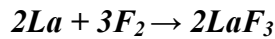


ან კარბიდზე წყლის მოქმედებით:

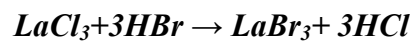


იშვიათმიწათა ლითონებს შორის ლანთანის ჰიდროქსიდი ერთ-ერთი ძლიერი ფუძეა.

ლანთანის ფტორიდი - LaF₃ - მიიღება ლითონურ ლანთანზე ფტორის მოქმედებით:



ლანთანის უწყლო ქლორიდი - LaCl₃ - ასევე მიიღება ქლორის მოქმედებით ლითონურ ლანთანზე, ხოლო ლანთანის ბრომიდის (LaBr₃) მისაღებად მის ქლორიდზე ან სულფატზე მოქმედებენ ბრომწყალბადით:



ლანთანის ნიტრატი - La(NO₃)₃ - სხვა ლითონების ნიტრატებთან წარმოქმნის ორმაგ მარილებს და კოორდინაციულ ნაერთებს: 2La(NO₃)₃·3H₂O· Θ (NO₃)₂·24H₂O, სადაც Θ =Mg, Zn, Mn²⁺, Cu²⁺ და სხვ.

ფართოდ გამოიყენება ლანთანის ოქსიდი La₂O₃. იგი მნიშვნელოვანი კომპონენტია ოპტიკური მინებისათვის (5-40%) ლინზების, კინო და ფოტოაპარატურის პრიზმების დასამზადებლად. ლანთანის დამატებით შესაძლებელი გახდა ობიექტივის ზომების შემცირება (იგივე შუქტეხით) და ფერადი სურათის ხარისხის გაუმჯობესება. ლანთანის ოქსიდი ასევე გამოიყენება ლანთანის, იტრიუმის, ბარიუმის, სტრონციუმის, სპილენძის და სხვ. საფუძველზე დამზადებული მაღალტემპერატურული ზეგამტარების სინთეზისათვის.

ლანთანის ქრომიტი, ლეგირებული კალციუმით, სტრონციუმით და მაგნიუმით, გამოიყენება მაღალტემპერატურული ღუმელების გამაცხელებლების წარმოებაში (ლდ. ტემპ. -2453°C, მუშა ტემპ. დაახლოებით 1780°C უანგბადის არეში). ტემპერატურის გაზრდით ლანთანის ქრომიტის ელექტროწინაღობა მკვეთრად მცირდება. მისი თერმული გაფართოების კოეფიციენტი ძალზე მცირეა, რაც განაპირობებს მისგან დამზადებული ელექტროგამაცხელებლების ხანგამძლეობას.

ლანთანი იშვიათად, მაგრამ მაინც გამოიყენება ლითონოთერმული გზით იშვიათმიწათა ელემენტების აღდგენისათვის.

ლანთანის ნაერთების საფუძველზე აწარმოებენ საფანჯრე მინების საფარს, რომელიც ამცირებს შენობის ტემპერატურას 5-7°C-ით.

ლანთან-ნიკელური ჰიდრიდი ფართოდ გამოიყენება როგორც წყალბადის ტევადი აკუმულატორი (წყალბადის ლითონოჰიდრიდული შენახვა) ავტომობილებისათვის.

მაღალი სისუფთავის ლითონურ ლანთანს განსაკუთრებული მნიშვნელობა აქვს ატომურ წარმოებაში, კონკრეტულად, ბირთვული სათბობის გადამუშავების ტექნოლოგიაში პლუტონიუმის გამოყოფის მიზნით.

ლანთანის მოლიბდატს გააჩნია ძალზე მაღალი გამტარობა, რის გამოც ბოლო წლებში გაიზარდა მის მიმართ ინტერესი.

ლანთანის ჰექსაბორიდი გამოიყენება ავტომისიური კათოდების წარმოებისათვის.

აქტინიუმი

ბუნებაში გავრცელება

აქტინიუმი წარმოადგენს ბუნებაში ერთ-ერთ ყველაზე მცირედ გავრცელებულ რადიოაქტიურ ელემენტს. იგი გვხვდება ურანის და თორიუმის მადნებში, მოლიბდენიტებში, ქალკოპირიტში, კასიტერიტში, კვარცში, პიროლუზიტში, სადაც შემცველობის სიმცირის გამო მისი გამოყოფა რთულია.

იზოტოპები

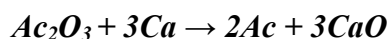
აქტინიუმის ყველა იზოტოპი რადიოაქტიურია, მას არ გააჩნია სტაბილური იზოტოპები. ბუნებაში ნაპოვნია აქტინიუმის სამი იზოტოპი ^{225}Ac , ^{227}Ac და ^{228}Ac , ცნობილია ასევე ხელოვნურად მიღებული აქტინიუმის 24 იზოტოპი.

აქტინიუმის ზოგიერთი იზოტოპის რადიოაქტიური თვისებები

აქტინიუმის იზოტოპი	მიღების რეაქცია	დაშლის ტიპი	ნახევრადდაშლის პერიოდი
^{221}Ac	$^{232}\text{Th}(d,9n)^{225}\text{Pa}(\alpha)\rightarrow^{221}\text{Ac}$	α	<1 წმ.
^{222}Ac	$^{232}\text{Th}(d,8n)^{226}\text{Pa}(\alpha)\rightarrow^{222}\text{Ac}$	α	4,2 წმ.
^{223}Ac	$^{232}\text{Th}(d,7n)^{227}\text{Pa}(\alpha)\rightarrow^{223}\text{Ac}$	α	2,2 წთ.
^{224}Ac	$^{232}\text{Th}(d,6n)^{228}\text{Pa}(\alpha)\rightarrow^{224}\text{Ac}$	α	2,9 სთ.
^{225}Ac	$^{232}\text{Th}(n,\gamma)^{233}\text{Th}(\beta^-)\rightarrow^{233}\text{Pa}(\beta^-)$ $\rightarrow^{233}\text{U}(\alpha)\rightarrow^{229}\text{Th}(\alpha)\rightarrow^{225}\text{Ra}(\beta^-)$ ^{225}Ac	α	10 დღე-ღამე
^{226}Ac	$^{226}\text{Ra}(d,2n)^{226}\text{Ac}$	α ან β^- ან ელექტრონული წატაცება	29 სთ.
^{227}Ac	$^{235}\text{U}(\alpha)\rightarrow^{231}\text{Th}(\beta^-)\rightarrow^{231}\text{Pa}(\alpha)\rightarrow^{227}\text{Ac}$	α ან β^-	21,7 წელი
^{228}Ac	$^{232}\text{Th}(\alpha)\rightarrow^{228}\text{Ra}(\beta^-)\rightarrow^{228}\text{Ac}$	β^-	6,13 სთ.
^{229}Ac	$^{228}\text{Ra}(n,\gamma)^{229}\text{Ra}(\beta^-)\rightarrow^{229}\text{Ac}$	β^-	66 წთ.
^{230}Ac	$^{232}\text{Th}(d,\alpha)^{230}\text{Ac}$	β^-	80 წმ.
^{231}Ac	$^{232}\text{Th}(\gamma,p)^{231}\text{Ac}$	β^-	7,5 წთ.
^{232}Ac	$^{232}\text{Th}(n,p)^{232}\text{Ac}$	β^-	35 წმ.

მიღების ხერხები

ლითონური აქტინიუმი მიიღება ოქსიდიდან ლითონოთერმით, ან მისი ფტორიდიდან ვაკუუმში, ლითიუმის ორთქლით აღდგენის გზით:



ხელოვნური გზით აქტინიუმს ღებულობენ ბირთვულ რეაქტორში რადიუმის ნეიტრონებით დაბომბვით.

ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

აქტინიუმი მოვერცხლისფრო-თეთრი, ძნელადღვობადი ლითონია. რადიოაქტიური გამოსხივების გამო სიბნელეში ანათებს. აქტინიუმი ასხივებს α -ნაწილაკებს, შედეგად მიიღება აქტინიუმ-X და მისი ნაწარმები.

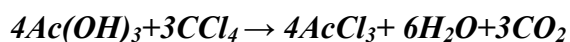
ქიმიური თვისებებით აქტინიუმი ძალზე წააგავს ლანთანს, ნაერთებში ამჟღავნებს +3 ჟანგით რიცხვს (Ac_2O_3 , $AcCl_3$, $Ac(OH)_3$), მაგრამ იგი ხასიათდება გაცილებით მაღალი ქიმიური აქტიურობით და უფრო ძლიერი ფუძე თვისებებით.

ნაერთები

აქტინიუმი აქტიური ლითონია. მისი ნაერთებიდან მნიშვნელოვანია აქტინიუმის ოქსიდი – Ac_2O_3 – რომელშიც ფუძე ხასიათი მკვეთრად არის გამოხატული.

აქტინიუმის ჰიდროქსიდი – $Ac(OH)_3$ – ლაბისებრი თეთრი ნალექია.

აქტინიუმის ქლორიდი – $AcCl_3$ – ადვილად მიიღება აქტინიუმის ჰიდროქსიდის ოთხქლორმეთანთან ურთიერთქმედებით:



აქტინიუმის მარილებიდან წყალში კარგად ხსნადია ქლორიდი, ბრომიდი, სულფატი, ნიტრატი. მცირედ ხსნადია ფტორიდი, ოქსალატი და სხვ.

ლაბორატორიულ პრაქტიკაში აქტინიუმი გამოიყენება რადიოაქტინიუმის, აქტინიუმ-X და სხვა რადიოაქტიური პროდუქტების მისაღებად.

^{227}Ac ბერილიუმთან ნარევი წარმოადგენს ნეიტრონების წყაროს. გამოიყენება მადნებში Mn, Si, Al –ის განსაზღვრისათვის.

^{225}Ac გამოიყენება ^{213}Bi -ის მისაღებად, ასევე რადიოიმუნოთერაპიაში.

^{227}Ac შეიძლება გამოყენებულ იქნას ენერჯის რადიოიზოტოპურ წყაროდ.

^{228}Ac გამოიყენება ქიმიურ კვლევებში რადიოაქტიურ ინდიკატორად, მისი მაღალენერგიული β -გამოსხივების გამო.

^{228}Ac - ^{22}Ra იზოტოპების ნარევი გამოიყენება მედიცინაში როგორც γ -გამოსხივების ინტენსიური წყარო.

იშვიათმიწათა ელემენტების ბიოლოგიური როლი

პერიოდული სისტემის III ჯგუფის თანაური ქვეჯგუფის ელემენტები არ მიეკუთვნებიან სიცოცხლისათვის აუცილებელ ელემენტთა რიცხვს. ისინი აღმოჩენილია ადამიანთა და ცხოველთა ორგანიზმში. მონაცემები მათი რაოდენობის შესახებ ცნობილი არაა, ხოლო ბიოლოგიური როლი ჯერ კიდევ არ არის შესწავლილი. მიუხედავად ამისა, ამჟამად მუშავდება იშვიათმიწათა ლითონების კომპლექსური ნაერთების საფუძველზე დამზადებული სხვადასხვა სამკურნალო საშუალებები.

იშვიათმიწათა ლითონები ხასიათდებიან მაღალი საკოორდინაციო რიცხვით, ამიტომ მაკროციკლურ ლიგანდებთან წარმოქმნიან კომპლექსურ ნაერთებს, რომელთაც უმეტეს შემთხვევაში აქვთ ამფოფილური თვისებები. ამ ნაერთების ტოქსიკურობა იმდენად მცირეა, რომ მათი გამოყენება შესაძლებელია სამკურნალო პრეპარატებად, თუ ისინი ავლენენ აუცილებელ ბიოაქტიურ თვისებებს.

თაზო II

IV ჯგუფის თანაური ქვეჯგუფის ელემენტები

IV ჯგუფის თანაური ქვეჯგუფის ელემენტებს წარმოადგენენ ლითონები – ტიტანი, ცირკონიუმი, ჰაფნიუმი და რეზერფორდიუმი.

ელემენტი	ატომური მასა	ატომის ელექტრონული კონფიგურაცია	ელექტრონული უარყოფითობა	ჟანგბითი რიცხვი
Ti	47,88	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$	1,45	+2,+3,+4
Zr	91,22	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^2 5s^2$	1,60	+2,+3,+4
Hf	178,49	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 5d^2 6s^2$	1,59	+2,+3,+4
Rf	261,11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 6d^2 7s^2$		+2,+3,+4

ტიტანი

ბუნებაში გავრცელება

ტიტანი საკმაოდ გავრცელებული ლითონია. მისი უმნიშვნელოვანესი მინერალებია:

ილმენიტი (რკინის მეტატიტანატი, ტიტანის რკინაქვა) – $FeTiO_3$,

რუტილი – TiO_2 ,

პეროვსკიტი – $CaTiO_3$,

ტიტანომაგნეტიტი – $FeTiO_3 \cdot Fe_3O_4$,

ტიტანიტი – $CaTiOSiO_4$.

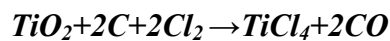
იზოტოპები

ბუნებრივი ტიტანი შედგება ხუთი სტაბილური იზოტოპისაგან: ^{46}Ti (7,95%), ^{47}Ti (7,75%), ^{48}Ti (73,45%), ^{49}Ti (5,51%), ^{50}Ti (5,34%). ცნობილია ასევე ტიტანის ხელოვნური,

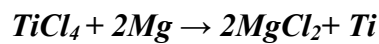
რადიოაქტიური იზოტოპები: ^{45}Ti (ნახევრადდაშლის პერიოდით 3,09 სთ), ^{51}Ti (ნახევრადდაშლის პერიოდით 5,79 წთ) და სხვ.

მიღების ხერხები

ტიტანის მადნის კონცენტრატს ამუშავებენ გოგირდმჟავათი ან პირომეტალურგიული ხერხით. გოგირდმჟავათი დამუშავების პროდუქტია ტიტანის დიოქსიდის TiO_2 ფხვნილი. პირომეტალურგიული მეთოდით მადანს აღლობენ კოქსთან, ამუშავებენ ქლორით და იღებენ ტიტანის ტეტრაქლორიდის ფხვნილს:



მიღებულ დიოქსიდს ან ტეტრაქლორიდის ორთქლს (850°C -ზე) ადადგენენ მაგნიუმით:

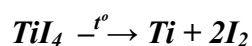


მაგნიუმის ნაცვლად ხშირად იყენებენ მაგნიუმისა და კალციუმის შენადნობს.

ტიტანის აღდგენა უფრო დაბალ ტემპერატურაზე ($300\text{-}350^\circ\text{C}$) შესაძლებელია ნატრიუმის ჰიდრიდით:



ტიტანის მიღება შეიძლება ტეტრაიოდტიტანის თერმული დაშლით:



ქიმიურად სუფთა ტიტანი მიიღება ვან-არკელის და დე-ბურის მეთოდით ტეტრაიოდტიტანიდან, რომელიც ქროლდება 400°C -ზე. დახურულ ჭურჭელში მისი ორთქლი შეხებაში მოდის გავარვარებულ მავთულთან, რომლის ტემპერატურა აღწევს $1200\text{-}1400^\circ\text{C}$ -ს, იოდის ორთქლი მის ზედაპირზე იშლება და ლითონური ტიტანი გამოილეკება ვარვარების ძაფზე, ხოლო იოდი შეუერთდება ტიტანს, რომელიც ჭურჭლის ფსკერზეა. წარმოქმნილი TiI_4 აორთქლდება, ისევ დაიშლება

ცხელ მავთულზე და ა.შ. საბოლოოდ ჭურჭელში შეტანილი ტიტანის ხარჯზე ვარვარების ძაფზე ქიმიურად სუფთა ტიტანი დაილექება. მავთულის სისქის მატებასთან ერთად მისი ვარვარებისათვის დენის ძალას შესაბამისად ადიდებენ.

ლითონური ტიტანის მიღება შესაძლებელია ასევე მისი ჰალოგენიდის ნაღლის ელექტროლიზით.

ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

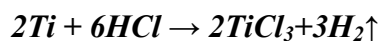
ტიტანი არსებობს ორი ალოტროპული მოდიფიკაციის სახით: 882,5°C-ის ქვევით მდგრადია α -ფორმა (ჰექსაგონალური მჭიდროდნაწყობილი მესერი), ხოლო ამ ტემპერატურის ზემოთ მდგრადია β -ფორმა (კუბური მოცულობაცენტრირებული მესერი). იგი წარმოადგენს პლასტიკურ, ადვილადგლინვად ლითონს, მდგრადია კოროზიის მიმართ, მის ზედაპირზე თხელი ოქსიდური (TiO_2) ფენის არსებობის გამო. ზღვის წყალში არ იჟანგება. ოთახის ტემპერატურაზე მინერალურ მჟავებთან არ რეაგირებს, იჟანგება მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე. 100-500°C-ის ინტერვალში მისი სიმაგრე არ იცვლება. ამიტომ *ტიტანი თანამედროვე ტექნიკის მნიშვნელოვან კონსტრუქციულ მასალას წარმოადგენს, გამოიყენება საავიაციო და სარაკეტო მშენებლობაში, ტურბინების დეტალების დასამზადებლად და ქიმიურ მრეწველობაში.* ტიტანი, მთელ რიგ ლითონებთან წარმოქმნის შენადნობებს.

IV ჯგუფის ელემენტები და მათ შორის ტიტანი, განსაკუთრებულ მდგრადობას იჩენენ კომპაქტურ მდგომარეობაში. მაღალ ტემპერატურაზე არალითონებთან წარმოქმნიან ბინარულ ნაერთებს (ჰიდრიდებს, ჰალოგენიდებს, სულფიდებს, ნიტრიდებს, კარბიდებს, სილიციდებს). სხვა ლითონებთან წარმოქმნიან მყარ ხსნარებს. ფხვნილისებურ მდგომარეობაში ისინი პიროფორულები არიან.

ტიტანი ჰაერზე გაცხელებისას 1200°C-მდე იწვის ცვლადი შედგენილობის ოქსიდური TiO_x ფაზების წარმოქმნით. მაღალ ტემპერატურაზე ურთიერთქმედებს ჰალოგენებთან ტეტრაჰალოგენიდების წარმოქმნით. 400°C-ზე მაღალ ტემპერატურაზე ურთიერთქმედებს აზოტთან TiN_x ($x=0,58-1,00$) შედგენილობის ნიტრიდის წარმოქმნით. ნახშირბადთან წარმოქმნის TiC_x ($x=0,49-1,00$) შედგენილობის კარბიდს. გაცხელებისას ტიტანი შთანთქავს წყალბადს ცვლადი

შედგენილობის TiH_x ჰიდრიდების წარმოქმნით, რომლებიც გაცხელებით იშლებიან წყალბადის გამოყოფით.

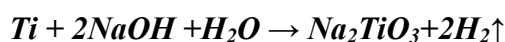
ტიტანი იხსნება ცხელ HCl-ში ტიტან(III)-ის ქლორიდის წარმოქმნით, ასევე HF-ში TiF_4 ან $H_2[TiF_6]$ -ის წარმოქმნით:



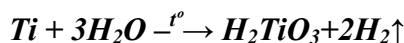
ფტორიდ-იონის თანაობისას ტიტანი (ცირკონიუმის და ჰაფნიუმის მსგავსად) თანდათან რეაგირებს სუსტ მჟავებთანაც კი:



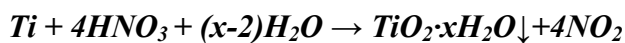
ტიტანი იხსნება ტუტეების კონცენტრირებულ ხსნარებში:



ლითონური ტიტანი წყალს შლის დუდილის დროს:



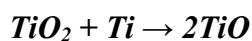
ცხელი, კონცენტრირებული აზოტმჟავა ჟანგავს ტიტანს, რის შედეგადაც მიიღება ნაკლებად ხსნადი β -ტიტანმჟავა:



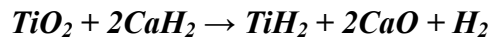
ნაერთები

ტიტან(II)-ის ნაერთები საკმაოდ იშვიათია, მათი მიღება შეიძლება ტიტანის (III) ნაერთების აღდგენით.

ტიტან(II)-ის ოქსიდი – TiO – წარმოადგენს ოქროსფერ ნაერთს. მიიღება ტიტანის დიოქსიდის და ლითონური ტიტანის ნარევის $1700^\circ C$ -მდე გახურებით ვაკუუმში:



ტიტანის დიჰიდრიდი – TiH_2 – მყარი, ნაცრისფერი ნაერთია, გამოიყენება სხვადასხვა ლითონების ფხვნილებში დანამატების სახით კოროზიული მდგრადობის მისანიჭებლად. მიიღება ტიტანის დიოქსიდის ალდგენისას კალციუმის ჰიდრიდით:



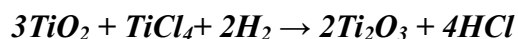
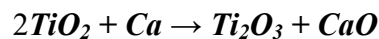
ტიტანის დიჰალოგენიდები – $TiHal_2$ – ტიტანის დიქლორიდი ($TiCl_2$), დიბრომიდი ($TiBr_2$) და დიიოდიდი (TiI_2) შავი ფერის ფხვნილებს წარმოადგენენ, რომლებიც გახურებისას იშლებიან. მიიღებიან ტიტანის შესაბამისი ტრიჰალოგენიდის დისპროპორცირებით:



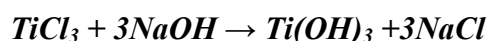
მიღებული დი- და ტრიჰალოგენიდები სხვადასხვა ტემპერატურაზე გამოიხდებიან.

ტიტან(III)-ის ნაერთები არამდგრადია, მათ აქვთ აღმდგენი უნარი, ამიტომ აზოტის ან CO არეში ინახავენ. მათ მისაღებად ტიტან(IV)-ის ნაერთებს ალაღვენენ წყალბადით, თუთიით ან ელექტროლიზით (კათოდური აღდგენა). ტიტან(III)-ის ნაერთების ხსნარები ჩვეულებრივ იისფერია.

ტიტან(III)-ის ოქსიდი – Ti_2O_3 – იისფერია, მცირედ იხსნება წყალში, მიიღება ტიტან(IV)-ის ოქსიდის ალდგენით მაღალ ტემპერატურაზე:

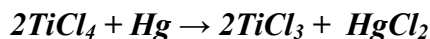
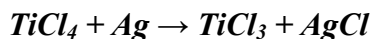
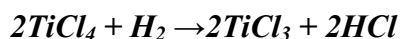


ტიტან(III)-ის ჰიდროქსიდი – $Ti(OH)_3$ – საშუალო სიძლიერის ფუბა, ტუტეებში არ იხსნება. მიიღება ტიტან(III)-ის მარილებზე ტუტის მოქმედებით:

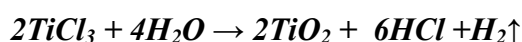


ტიტანის ტრიქლორიდი – $TiCl_3$ – იისფერი კრისტალური ნივთიერებაა, გაცხელებისას მისი დისპროპორცირებით მიიღება ტიტანის დი- და

ტეტრაქლორიდები. მიიღება ტეტრაქლორიდის წყალბადით, ვერცხლით ან ვერცხლისწყლით აღდგენისას:



ტენიან ჰაერზე აღვილად იჟანგება:



ტიტანის ტრიფტორიდიდან – TiF_3 – აღვილად მიიღება კომპლექსური ფტორმარილები: Ti^+F_5 , და Ti^+F_6 . ასეთივე შედგენილობის მარილები მიიღება ტრიბრომ- და ტრიოდტიტანიდან: Ti^+Br_5 , Ti^+Br_6 , Ti^+I_5 , Ti^+I_6 .

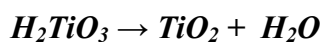
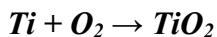
ტიტან(III)-ის სულფატი – $\text{Ti}_2(\text{SO}_4)_3$ – მწვანე ფხვნილია, წყალში მცირედ იხსნება. მის მისაღებად მჟავა სულფატს ამუშავებენ კონცენტრირებული გოგირდმჟავათი. ცნობილია ტიტანის შაბები: წითელი $\text{RbTi}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, იისფერი $\text{CsTi}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ და $[\text{NH}_4]_2\text{SO}_4 \cdot 3\text{Ti}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ ტიპის ორმაგი მარილები.

ტიტან(III)-ის ნიტრიდი – TiN – ბრინჯაოსფერი ნივთიერებაა, ხასიათდება დიდი მდგრადობით. მიიღება ტიტანის ნაერთების აღდგენით აზოტის არეში.

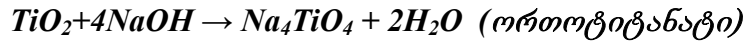
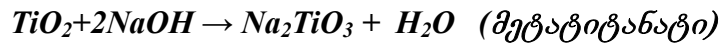
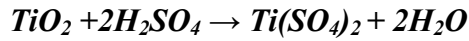
ტიტან(IV)-ის ნაერთები

ტიტანის ნაერთებიდან ყველაზე მრავალრიცხოვანი და მდგრადია ტიტან(IV)-ის ნაერთები.

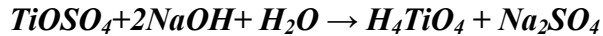
ტიტანის დიოქსიდი (ტიტანის თეთრა) – TiO_2 – თეთრი ფხვნილია, მიიღება ტიტანის დაწვით ჟანგბადის არეში, ან მისი მჟავების წყლის ორთქლით დამუშავებისას მაღალ ტემპერატურაზე:



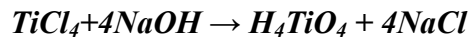
ტიტანის დიოქსიდი მცირედ იხსნება განზავებულ მჟავებში, ტუტეებში და წყალში. კარგად იხსნება კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში და ნატრიუმის ტუტის ნალღობში:



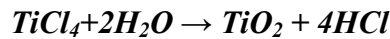
ორთოტიტანმჟავა – H_4TiO_4 ($\text{TiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) – მიიღება ტიტანილის სულფატზე (TiOSO_4) ტუტის მოქმედებით:



ან ტიტან(IV)-ის ქლორიდზე (ტიტანის ტეტრაქლორიდი) ნატრიუმის ტუტის მოქმედებით:

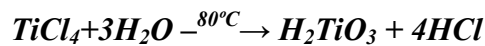


წყლის მოქმედებით TiCl_4 ჰიდროლიზური დაშლის შედეგად წარმოქმნის TiO_2 -ს და HCl -ს:

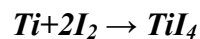
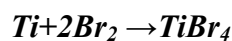


წყლის ნაკლებობის შემთხვევაში მიიღება ტიტანილქლორიდი – TiOCl_2 .

ტიტანის ტეტრაქლორიდისათვის დამახასიათებელია აგრეთვე მიერთების რეაქციები, რომლის დროსაც მიიღება კოორდინაციული ნაერთები მაგ.: $(\text{NH}_4)_2[\text{TiCl}_6] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. მსგავსი მარილები მიიღება ტიტანის ტეტრაფტორიდზე ფტორიდების მოქმედებით $\text{Ti}^{\text{IV}}[\text{TiF}_6]$, სადაც $\text{Ti}^{\text{IV}} = \text{Na}^+, \text{K}^+, \text{NH}_4^+$ და ა.შ. ტიტანის ტეტრაქლორიდი ჰაერზე მბოლავი სითხეა. ტიტანის ტეტრაქლორიდის ჰიდროლიზის დროს 80°C -ზე მიიღება მეტატიტანმჟავა:

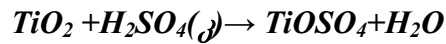


მსგავსი თვისებები ახასიათებს ტიტანის ტეტრაბრომიდს – TiBr_4 და ტეტრაიოდიდს – TiI_4 . მათ მისაღებად მიმართავენ სინთეზს მარტივი ნივთიერებებიდან:



TiBr₄ – წარმოადგენს ყვითელი ფერის კრისტალებს, TiI₄ – წითელი კუბური კრისტალებია.

ტიტანილსულფატი – TiOSO₄ – წარმოადგენს თეთრი ფერის ფხვნილს, იხსნება ცივ წყალსა და გოგირდმჟავაში. მიიღება ტიტანის დიოქსიდზე კონცენტრირებული გოგირდმჟავას მოქმედებით:



ტუტე ლითონების სულფატებთან წარმოქმნის M₂^I[TiO(SO₄)₂·nH₂O ტიპის კოორდინაციულ ნაერთებს.

ტიტან(IV)-ის კარბიდი – TiC – წარმოადგენს შავი ფერის კრისტალებს. მისი ღლობის ტემპერატურაა 3137°C. ამიტომ მან ვოლფრამის კარბიდთან ერთად ფართო გამოყენება ჰპოვა ზემოაღნიშნული შენადნობების მისაღებად.

ლითონური ტიტანი გამოიყენება ქიმიურ წარმოებაში (რეაქტორები, მილსადენები, ტუმბოები), მსუბუქ შენადნობებში, ოსტეოპროთეზებში. წარმოადგენს მნიშვნელოვან კონსტრუქციულ მასალას ავია-, რაკეტ- და ვემთმშენებლობაში. ტიტანი წარმოადგენს მალევირებელ დანამატს ზოგიერთი მარკის ფოლადისათვის.

შენადნობი **ნიტინოლი** (ნიკელი-ტიტანი) გამოიყენება მედიცინაში და ტექნიკაში.

ტიტანის ალუმინიდები წარმოადგენენ უანგვის მიმართ მდგრად და ტემპერატურამედეგ ნივთიერებას, რამაც განაპირობა მათი გამოყენება ავიაციაში და ავტომობილთმშენებლობაში, კონსტრუქციული მასალის სახით.

თეთრი ფერის **ტიტანის დიოქსიდი (TiO₂)** გამოიყენება საღებავების, ქაღალდის და პლასტიკატის წარმოებაში.

ტიტანორგანული ნაერთები (მაგ. ტეტრაბუტოქსიტიტანი) გამოიყენება კატალიზატორად და გამამყარებლად ქიმიურ და ლაქსაღებავების წარმოებაში.

ტიტანის არაორგანული ნაერთები გამოიყენება ელექტროქიმიის, ბოჭკოვანი მინის წარმოებაში დანამატის სახით.

ტიტანის დიბორიდი – მნიშვნელოვანი კომპონენტია ლითონების დასამუშავებლად გამოყენებული ზემოაღნიშნული მასალებისათვის.

ტიტანის ნიტრიდი გამოიყენება ინსტრუმენტების დასაფერად.

ციროკონიუმი

ბუნებაში გავრცელება

ციროკონიუმის შემცველი ნაერთები ბუნებაში იშვიათად გვხვდება. მისი უმნიშვნელოვანესი მინერალებია:

ციროკონი (გიაცინტი, ბადელეიტი) – ZrO_2 და

ციროკონიუმის სილიკატი – $ZrSiO_4$.

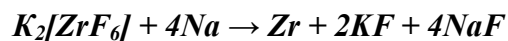
ყველა საბადოში ციროკონიუმის მუდმივი თანამგზავრია ჰაფნიუმი.

იზოტოპები

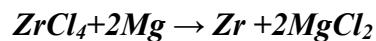
ბუნებაში გავრცელებულია ციროკონიუმის ხუთი იზოტოპი (^{90}Zr , ^{91}Zr , ^{92}Zr , ^{94}Zr და ^{96}Zr), ამასთან ^{96}Zr სუსტად რადიოაქტიურია (განიცდის ორმაგ β -დაშლას ნახევრადდაშლის პერიოდით $2,4 \times 10^{19}$ წელი).

მიღების ხერხები

ლითონური ციროკონიუმი მიიღება კალიუმის ფტორციროკონატის ლითონური ნატრიუმით აღდგენისას:

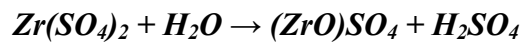


ციროკონიუმის ტეტრაქლორიდზე მაგნიუმის მოქმედებით:

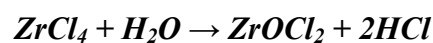


ჰელიუმის ატმოსფეროში ციროკონიუმის მიღებისას მაგნიუმთერმული მეთოდით, მას ღრუბლისებრი სახე აქვს. მიღებულ ციროკონიუმს ამუშავებენ მარილმუცავათი და მინარეგების მოცილების შემდეგ ინერტული აირის არეში აღდგენ კომპაქტური ლითონის მისაღებად.

იმისათვის, რომ რომელიმე ლითონი მიღებულ იქნას მისი მარილის ხსნარის ელექტროლიზით, ამ ლითონმა უნდა წარმოქმნას ერთატომიანი იონები. ცირკონიუმი კი ასეთ იონებს არ წარმოქმნის. მაგალითად, ცირკონიუმის სულფატი $Zr(SO_4)_2$ არსებობს მხოლოდ კონცენტრირებულ გოგირდმუჟავაში, ხოლო განზავებისას იწყება ჰიდროლიზის და კომპლექსწარმოქმნის რეაქციები; საბოლოოდ მიიღება:



წყალხსნარში ჰიდროლიზდება ცირკონიუმის ქლორიდიც:



ზოგიერთი მკვლევარი თვლიდა, რომ მათ შეძლეს ცირკონიუმის მიღება ხსნარების ელექტროლიზით, მაგრამ ისინი ცდებოდნენ კათოდზე გამოყოფილი პროდუქტის შესახედაობიდან გამომდინარე. ერთ შემთხვევაში გამოიყოფოდა ლითონი, მაგრამ ეს იყო ნიკელი ან სპილენძი, რომელთა მინარევებს შეიცავდა ცირკონიუმის ნედლეული. მეორე შემთხვევაში – ცირკონიუმის ჰიდროქსიდი, რომელიც გარეგნულად ძალიან წააგავს ლითონს.

მხოლოდ მეოცე საუკუნის ოციან წლებში (ცირკონიუმის აღმოჩენიდან 100 წლის შემდეგ) იქნა შემუშავებული ამ ლითონის მიღების პირველი სამრეწველო ხერხი. ეს არის ჰოლანდიელი მეცნიერების ვან-არკელის და დე-ბურის მეთოდი, რომლის არსი მდგომარეობს იმაში, რომ აქროლადი ნივთიერება (ამ შემთხვევაში ცირკონიუმის ტეტრაიოდიდი ZrI_4) განიცდის თერმულ დაშლას ვაკუუმში და ვოლფრამის გავარვარებულ ძაფზე გამოიყოფა სუფთა ლითონი.

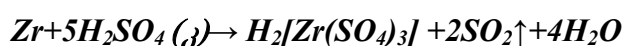
ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

ცირკონიუმი მოვერცხლისფრო-თეთრი ფერის ლითონია. ადვილად წარმოქმნის შენადნობებს სხვადასხვა ლითონებთან (მაგნიუმთან, ალუმინთან, სპილენძთან, ვერცხლთან, რკინასთან, ნიკელთან და სხვ.). იგი ხასიათდება დიდი სიმტკიცით, დაბალი თბოგამტარობით, ამიტომ მან დიდი გამოყენება ჰპოვა *კონსტრუქციული მასალის სახით თერმობირთვული რეაქტორებისათვის*. ცირკონიუმის პლასტიკური თვისება დამოკიდებულია ძირითადად მასში ჟანგბადის შემცველობაზე. თუ გამდნარი ცირკონიუმი შეიცავს 0,7%-ზე მეტ ჟანგბადს, მაშინ ლითონი იქნება

მეფიფე, ცირკონიუმის ჟანგბადთან მყარი ხსნარების წარმოქმნის გამო, რომელთა თვისებები მკვეთრად განსხვავდება სუფთა ლითონის თვისებებისაგან.

ცირკონიუმი ქიმიურად ნაკლებად აქტიური ელემენტია, იწენს დიდ კოროზიულ მდგრადობას. მაღალ ტემპერატურაზე ავლენს რეაქციაში შესვლის უნარს, იერთებს ჟანგბადს, ჰალოგენებს და წარმოქმნის ოთხვალენტიანი ცირკონიუმის ნაერთებს.

ცირკონიუმი ურთიერთქმედებს მჟავებთან მხოლოდ მაშინ, როცა იქმნება პირობა მისი დაჟანგვისა და ანიონური კომპლექსის წარმოქმნისათვის. მაგ., კონცენტრირებული გოგირდმჟავას, სამეფო წყლის, ფტორწყალბადმჟავას და აზოტმჟავას ნარევის მოქმედებით:



ცირკონიუმი ტუტეთა ხსნარების მოქმედების მიმართ მდგრადია.

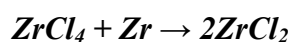
ნაერთები

ცირკონიუმ(II)-ის ნაერთები საკმაოდ იშვიათია.

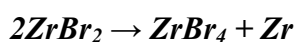
ცირკონიუმის დიქლორიდი – ZrCl_2 – შავი ფერის ნივთიერებაა. მიიღება ტრიქლორიდის დისპროპორცირებით, ვაკუუმში გაცხელებისას:



ან ცირკონიუმის ტეტრაქლორიდზე ლითონური ცირკონიუმის მოქმედებით მაღალ ტემპერატურაზე:

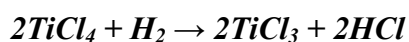


იმავე გზით მიიღება ცირკონიუმის დიბრომიდი – ZrBr_2 –, რომელიც წარმოადგენს შავი ფერის არამდგრად ნაერთს. გაცხელებისას დისპროპორცირდება:



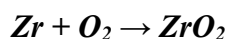
ცირკონიუმ(III)-ის ნაერთების რაოდენობა, ცირკონიუმ(II)-ის ნაერთების მსგავსად, შეზღუდულია.

ცირკონიუმის ტრიქლორიდი – $ZrCl_3$ – შავი ფერის, არამდგრადი, კრისტალური ნაერთია. მიიღება ტეტრაქლორიდის წყალბადით, ლითონური ცირკონიუმით ან ალუმინით აღდგენისას:

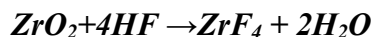


ცირკონიუმ(IV)-ის ნაერთები

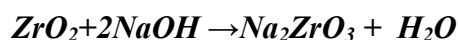
ცირკონიუმის დიოქსიდი – ZrO_2 – თეთრი ფერის, ძნელადღებადი, ქიმიური რეაგენტების მიმართ მდგრადი ფხვნილისებური ნივთიერებაა. იგი ცეცხლგამძლე, მაღალხარისხოვანი მასალაა ღუმელების ამოსაგებად. მიიღება ლითონური ცირკონიუმის გახურებით ჟანგბადის არეში:



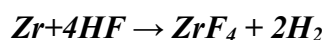
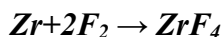
მლღობი მუავას მოქმედებით იშლება:



ტუტეებთან ან ტუტე ლითონების კარბონატებთან შელღობისას წარმოქმნის ლითონოცირკონატებს:

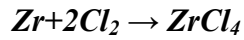


ცირკონიუმის ტეტრაფტორიდი – ZrF_4 – მიიღება ლითონურ ცირკონიუმზე ფტორის მოქმედებისას ან ფხვნილისებრ ცირკონიუმზე მლღობი მუავას მოქმედებით:



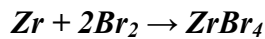
ცირკონიუმის ტეტრაფტორიდი სხვადასხვა ფტორიდებთან წარმოქმნის $M^I[ZrF_5] \cdot H_2O$, $M^I_2[ZrF_6] \cdot nH_2O$ $M^I_3[ZrF_7]$ და ა.შ. ტიპის კოორდინაციულ ნაერთებს.

ცირკონიუმის ტეტრაქლორიდი – $ZrCl_4$ – მიიღება მაღალ ტემპერატურაზე ლითონურ ცირკონიუმზე აირადი ქლორის მოქმედებით:

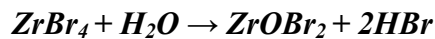


ცირკონიუმის ტეტრაქლორიდი წყალთან განიცდის ჰიდროლიზს. იხსნება სპირტში, მარილმუცაში, ტუტე ლითონების ქლორიდთა ხსნარებში.

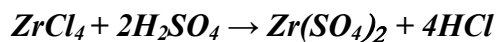
ცირკონიუმის ტეტრაბრომიდი – $TiBr_4$ – თეთრი მიკროკრისტალური ფხვნილია. მიიღება ლითონური ცირკონიუმის გაცხელებისას ბრომის არეში:



წყლის მოქმედებით იშლება და მიიღება ცირკონილის დიბრომიდი:



ცირკონიუმ(IV)-ის უწყლო სულფატი – $Zr(SO_4)_2$ – მიიღება ცირკონიუმის ტეტრაქლორიდზე კონცენტრირებული გოგირდმუცავას მოქმედებით:



ცირკონიუმის სულფატი წყალხსნარში წარმოქმნის ცირკონილგოგირდმუცავას, რომელსაც შეესაბამება $H_2[ZrO(SO_4)_2]$ ფორმულა.

ცირკონიუმ(IV)-ის ნიტრატი – $Zr(NO_3)_4$ – უფერო ჰიგროსკოპული კრისტალებს წარმოადგენს. კარგად იხსნება წყალში.

ლითონური ცირკონიუმი, რომელიც არ შეიცავს ჰაფნიუმს და მისი შენადნობები გამოიყენება ატომურ ენერგეტიკაში ბირთვული რეაქტორების სხვადასხვა კონსტრუქციების დასამზადებლად.

ცირკონიუმი გამოიყენება მეტალურგიაში, წარმოადგენს კარგ მუანგველს და დეაზოტატორს, რომელიც ეფექტურობით Mn, Si, Ti-ზე უკეთესია. ცირკონიუმით ფოლადის ლეგირება (0,8%-მდე) ზრდის მის მექანიკურ თვისებებს, ასევე ზრდის სპილენძის შენადნობების თბომდებლობას და სიმტკიცეს.

ცირონიუმი გამოიყენება პიროტექნიკაში, აქვს, რა უნარი ჰაერის ჟანგბადში დაიწვას (თვითაალების ტემპერატურა – 250°C) მაღალი სიჩქარით, პრაქტიკულად კვამლის გარეშე. წარმოქმნილი ცირონიუმის დიოქსიდი ასხივებს სინათლის მნიშვნელოვან რაოდენობას, რაც განაპირობებს მის გამოყენებას პიროტექნიკაში (ფეიერვერკების წარმოება).

ცირონიუმის კოროზიისადმი მაღალი მდგრადობა საშუალებას იძლევა გამოყენებული იქნეს ნეიროქირურგიაში. ცირონიუმის შენადნობებისგან ამზადებენ სისხლშემახერებელ მომჭერებს, ქირურგიულ ინსტრუმენტებს, ზოგჯერ ძაფებსაც კი, ნაკერების დასადებად ტვინზე ოპერაციების დროს.

ცირონიუმის (25%) და ნიობიუმის (75%) შენადნობი წარმოადგენს ზეგამტარს.

ცირონიუმი გამოიყენება სხვადასხვა ჭურჭლის დასამზადებლად, რომელსაც გააჩნია პიგიენური თვისებები მაღალი ქიმიური მდგრადობის წყალობით.

ცირონიუმის დიოქსიდი (ღლობის ტემპერატურა 2700°C) გამოიყენება ცეცხლმედეგი მასალის დასამზადებლად, კერძოდ, ღუმელების ამოსაგებად და სხვ.

ცირონიუმის დიბრომიდი ტანტალის ნიტრიდთან და სილიციუმის კარბიდთან ერთად წარმოადგენს მასალას საჭრისების წარმოებისათვის.

ცირონიუმის კარბიდი მნიშვნელოვანი კონსტრუქციული მასალაა მყარფაზიანი ბირთვული რეაქტიული ძრავებისათვის.

ცირონიუმის ბერილიდი მდგრადია ჰაერზე დაუანგვის მიმართ 1650°C-მდე, გამოიყენება ავიაკოსმოსურ ტექნიკაში (ძრავები, რეაქტორები, რადიოიზოტოპური ელექტროგენერატორები).

ცირონიუმის პიდრიდი გამოიყენება სარაკეტო საწვავის კომპონენტად, ატომურ ტექნიკაში როგორც ძალზე ეფექტური ნეიტრონების შემნელებელი.

ცირონიუმის ნიტრიდი გამოიყენება როგორც კერამიკული საფარი. როგორც საფარი გამოიყენება ასევე სტომატოლოგიაში და საიუველირო საქმეში.

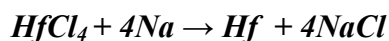
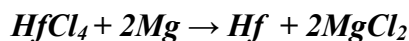
ჰაფნიუმი

ბუნებაში გავრცელება

ჰაფნიუმი გვხვდება ცირონიუმის მინერალებში, სადაც მისი შემცველობა 2-2,5%-ს შეადგენს.

მიღების ხერხები

ლითონური ჰაფნიუმი მიიღება მისი ტეტრაქლორიდიდან ლითონოთერმული გზით, რისთვისაც იყენებენ ლითონურ მაგნიუმს და ნატრიუმს:



ან ჰაფნიუმის ტეტრაიოდიდიდან თერმული დაშლით ვან-არკელის და დე-ბურის მეთოდით.

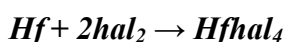
ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

ჰაფნიუმი მოვერცხლისფერო-თეთრი, პლასტიკური, რბილი ლითონია. კარგი სითბო და ელექტროგამტარია. მრავალ სხვადასხვა ლითონთან შეღდობისას წარმოქმნის შენადნობებს.

ქიმიური თვისებებით ჰაფნიუმი ძალიან წააგავს ცირკონიუმს ამ ელემენტების იონების თითქმის ერთნაირი ზომების და ელექტრონული სტრუქტურის სრული მსგავსების გამო. თუმცა ჰაფნიუმის ქიმიური აქტიურობა რამდენაღმე ნაკლებია, ვიდრე ცირკონიუმის. მისი ძირითადი ვალენტობაა IV, არსებობს ასევე III, II და I ვალენტისანი ჰაფნიუმის ნაერთები.

ოთახის ტემპერატურაზე ჰაფნიუმი აბსოლუტურად მდგრადია ატმოსფერული აირების მიმართ. გაცხელებით 600°C-ზე მაღლა სწრაფად იჟანგება და ცირკონიუმის მსგავსად ურთიერთქმედებს აზოტთან და წყალბადთან. ჰაფნიუმი გამოირჩევა კოროზიისადმი მდგრადობით სუფთა წყალში და წყლის ორთქლში 400°C-მდე. ფხვნილისებური ჰაფნიუმი პიროფორულია.

გაცხელებისას ჰაფნიუმი რეაგირებს ჰალოგენებთან Hfhal_4 ტიპის ტეტრაჰალოგენიდების წარმოქმნით:

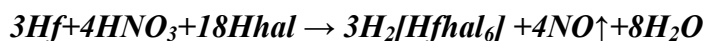


სადაც $\text{hal}=\text{F}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$.

მაღალ ტემპერატურაზე ჰაფნიუმი ურთიერთქმედებს ნახშირბადთან, ბორთან, აზოტთან, სილიციუმთან ლითონისმსგავსი, ძნელადღებადი, ქიმიური

რეაგენტების მიმართ ძალზე მდგრადი ნაერთების წარმოქმნით: HfB, HfB₂ (t_{ღლ} 3250 °C), HfC (t_{ღლ} 3887 °C), HfN (t_{ღლ} 3310 °C), Hf₂Si, HfSi, HfSi₂.

ჰაფნიუმი, ცირკონიუმის მსგავსად ურთიერთქმედებს მჟავებთან მხოლოდ მაშინ, როცა იქმნება პირობა მისი დაჟანგვისა და ანიონური კომპლექსის წარმოქმნისათვის. მაგ., კონცენტრირებული გოგირდმჟავას, სამეფო წყლის, ფტორწყალბადმჟავას და აზოტმჟავას ნარევის მოქმედებით:



სადაც hal= F, Cl.

ჰაფნიუმი ისევე როგორც ცირკონიუმი, ტუტეების ხსნარების მოქმედების მიმართ მდგრადია.

ჰაფნიუმ(II)-ის და ჰაფნიუმ(III)-ის ნაერთები არამდგრადია და თვისებებით ცირკონიუმის შესაბამისი ნაერთების ანალოგიურია.

ჰაფნიუმ(II)-ის ნაერთები

ჰაფნიუმის დიბრომიდი – HfBr₂ – შავი ფერის, ჰაერზე თვითაალებადი, მყარი ნივთიერებაა. იშლება 400°C-ზე ჰაფნიუმად და ჰაფნიუმის ტეტრაბრომიდად. მიიღება ჰაფნიუმის ტრიბრომიდის დისპროპორცირებით ვაკუუმში მაღალ ტემპერატურაზე.

ჰაფნიუმ(II)-ის ჰიდროფოსფატი – Hf(HPO₄)₂ – თეთრი ნალექია, იხსნება გოგირდ- და ფტორწყალბადმჟავებში. მიიღება ჰაფნიუმ(II)-ის მარილების ორთოფოსფორმჟავათი დამუშავებისას.

ჰაფნიუმ(III)-ის ნაერთები

ჰაფნიუმის ტრიბრომიდი – HfBr₃ – მოშავო-მოლურჯო მყარი ნივთიერებაა. 400°C-ზე დისპროპორცირებს ჰაფნიუმის დიბრომიდად და ტეტრაბრომიდად. მიიღება ჰაფნიუმის ტეტრაბრომიდის აღდგენით მაღალ ტემპერატურაზე წყალბადის ან ლითონური ალუმინის ატმოსფეროში.

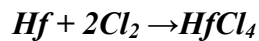
ჰაფნიუმ(IV)-ის ნაერთები

ჰაფნიუმის დიოქსიდი – HfO_2 – უფერო, ძნელადღებადი ნივთიერებაა, გააჩნია მაღალი ქიმიური მდგრადობა. წყალში ძნელად ხსნადია. ჰაფნიუმ(IV)-ის ოქსიდი და მისი შესაბამისი ჰიდროქსიდი ($\text{Hf}(\text{OH})_4$) ამფოტერულ თვისებებს ამჟღავნებენ, რომელშიც ჭარბობს ფუძე თვისებები. ტუტეებთან და ტუტემიწათა ლითონების ოქსიდებთან გაცხელებით HfO_2 წარმოქმნის ჰაფნატებს, მაგ.: ZrHfO_3 , ThHfO_4 .

ჰაფნიუმ(IV)-ის ჰიდროქსიდი – $\text{Hf}(\text{OH})_4$ – თეთრი ფერის ნალექია, ტუტის და წყალბადის პეროქსიდის დამატებით წარმოქმნის პეროქსოჰაფნატებს. მიიღება ოთხვალენტიანი ჰაფნიუმის მარილების ღრმა ჰიდროლიზით მაღალ ტემპერატურაზე ან ჰაფნიუმ(IV)-ის მარილების ტუტეებით დამუშავებისას.

ჰაფნიუმის ტეტრაფტორიდი – HfF_4 – უფერო კრისტალური ნივთიერებაა. მიიღება $(\text{NH}_4)_2[\text{HfF}_6]$ -ის თერმული დაშლით 300°C -ზე.

ჰაფნიუმის ტეტრაქლორიდი – HfCl_4 – თეთრი ფერის ფხვნილისებური ნივთიერებაა. სუბლიმაციას განიცდის 317°C -ზე. მიიღება მაღალ ტემპერატურაზე ლითონური ჰაფნიუმის ურთიერთქმედებით აირად ქლორთან:



ჰაფნიუმის ტეტრაბრომიდი – HfBr_4 – უფერო კრისტალური ნივთიერებაა. სუბლიმაციას განიცდის 322°C -ზე. მიიღება ბრომის ორთქლის ურთიერთქმედებით 500°C -მდე გაცხელებულ ჰაფნიუმ(II)-ის ოქსიდის და ნახშირის ნარევთან.

ჰაფნიუმის ტეტრაიოდიდი – TiI_4 – ყვითელი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა. სუბლიმაციას განიცდის 322°C -ზე. მიიღება ჰაფნიუმის ურთიერთქმედებით იოდთან 300°C -ზე.

ჰაფნიუმის ნაერთები გამოიყენება ბირთვულ ენერგეტიკაში (რეაქტორების მარეგულირებელი დეროები, ნეიტრონების გამოსხივებისაგან დამცავი ეკრანი), ელექტრონულ ტექნიკაში (კათოდები, ელექტროკონტაქტები). ჰაფნიუმისგან დამზადებული დეტალები გამოიყენება ტურბორეაქტიულ ძრავებში, რაკეტებში,

ხელოვნურ თანამგზავრებში, მაღალხარისხოვანი მრავალფენიანი რენტგენის სარკეების დასამზადებლად.

ჰაფნიუმის და სკანდიუმის შენადნობები გამოიყენება მიკროელექტრონიკაში.

ჰაფნიუმის კარბიდის (HfC, 20 %) და ტანტალის კარბიდის (TaC, 80 %) შენადნობი წარმოადგენს ყველაზე ძველადღობად შენადნობს.

ჰაფნიუმით ლეგირებული ტანტალის შენადნობები გამოიყენება გემთმშენებლობაში (გემის ძრავების დეტალების წარმოება), ხოლო ნიკელის ჰაფნიუმით ლეგირება არა მარტო ზრდის მის სიმტკიცეს და კოროზიისადმი მდგრადობას, არამედ მკვეთრად აუმჯობესებს შედუღების უნარს და შედუღების ნაკერების სიმტკიცეს.

IV ჯგუფის თანაური ძველბუნის ელემენტების ბიოლოგიური როლი

ამჟამად ტიტანის, ცირკონიუმის და ჰაფნიუმის ბიოლოგიურ როლზე მსჯელობა ძნელია. ამასთან, ტიტანი მიეკუთვნება ბიოგენურ ლითონთა რიცხვს. მცირე რაოდენობით მას ყოველთვის შეიცავს ადამიანის და ცხოველის ორგანიზმი ნაერთის სახით. თუმცა ქიმიური ინერტულობის გამო ლითონურ Ti და Zr იყენებენ მედიცინაში (პროთეზირება სტომატოლოგიაში და ორთოპედიაში). თორიუმი, მისი ნაერთის შედგენილობის მიუხედავად, თავად თორიუმის რადიაქტიურობის და რადიოაქტიური დაშლის პროდუქტების გამო საშიშროებას წარმოადგენს.

თაზო III

V ჯგუფის თანაური ქვეჯგუფის ელემენტები

V ჯგუფის თანაური ქვეჯგუფის ელემენტებს წარმოადგენენ ლითონები – ვანადიუმი, ნიობიუმი, ტანტალი და დუბნიუმი.

ელემენტი	ატომური მასა	ატომის ელექტრონული კონფიგურაცია	ელექტრო-უარყოფითობა	ჟანგვის რიცხვი
V	50,9415	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$	1,45	+2,+3,+4,+5
Nb	92,9064	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^3 5s^2$	1,23	+3,+4,+5
Ta	180,9479	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 5d^3 6s^2$	1,33	+3,+4,+5
Db	262,11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 6d^3 7s^2$		+3,+4,+5

ვანადიუმი

ბუნებაში გავრცელება

ვანადიუმი ბუნებაში გავრცელებულია ნაერთების სახით. მისი უმნიშვნელოვანესი მინერალებია:

პატრონიტი – $VS_2 \cdot V_2S_5$,

კარნოტიტი – $K_2(UO_2)_2(VO_4)_2 \cdot 3H_2O$,

ვანადინიტი – $3Pb_3(VO_4)_2 \cdot PbCl_2$,

როსკოელიტი – $KV_3[Al_2Si_3O_{10}](OH)_2$

იზოტოპები

ბუნებრივი ვანადიუმი შედგება ორი იზოტოპისაგან: სუსტი რადიოაქტიური ^{50}V (0,250%) და სტაბილური ^{51}V (99,750%). ვანადიუმ-50 ნახევრადდაშლის პერიოდია $1,5 \times 10^{17}$ წელი. ცნობილია ვანადიუმის 24 ხელოვნური რადიოაქტიური იზოტოპი, მასური რიცხვით 40-დან 65-მდე. მათ შორის შედარებით სტაბილურია ^{49}V (ნახევრადდაშლის პერიოდით 330 დღე) და ^{48}V (ნახევრადდაშლის პერიოდით 15,974 დღე).

მიღების ხერხები

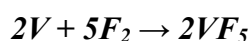
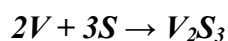
წარმოებაში რკინის მადნებიდან ვანადიუმის მიღებისას, თავდაპირველად მისი ნარევიდან, რომელშიც ვანადიუმის შემცველობა აღწევს 8-16%-ს, ამზადებენ კონცენტრატს. შემდეგ დაუანგვით ვანადიუმი გადაჰყავთ უმაღლეს ჟანგვით რიცხვში +5 და აშორებენ წყალში ადვილად ხსნად ნატრიუმის ვანადატს (NaVO_3). ხსნარის გოგირგმჟავითი შემჟავებისას გამოიყოფა ნალექი, რომელიც გაშრობის შემდეგ შეიცავს 90%-ზე მეტ ვანადიუმს.

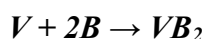
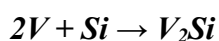
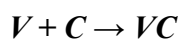
ლითონური ვანადიუმის მიღება შესაძლებელია ვანადიუმის ქლორიდის წყალბადით აღდგენით, ვანადიუმის ოქსიდების (V_2O_5 ან V_2O_3) კალციუმისა და სხვ. მეთოდებით, VI_2 -ის თერმული დისოციაციით და სხვ. მეთოდებით.

ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

ვანადიუმი მონაცრისფრო-თეთრი, ძნელადლღობადი, პარამაგნიტური თვისებების ლითონია. ფიზიკურად ძალიან ჰგავს ფოლადს, იგი საკმაოდ მაგარი, მაგრამ ამასთან პლასტიური ლითონია. მთელ რიგ ლითონებთან წარმოქმნის შენადნობებს, ზოგიერთმა მათგანმა დიდი სიმტკიცის გამო ფართო გამოყენება ჰპოვა.

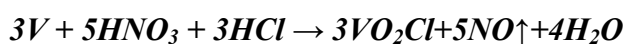
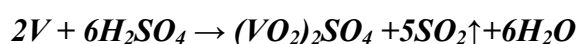
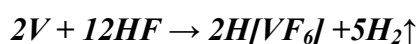
ვანადიუმი არც მშრალ და არც ტენიან ჰაერზე არ იჟანგება, ქიმიურად ინერტული ლითონია. ჟანგბადთან წარმოქმნის რამდენიმე ოქსიდს: VO , V_2O_3 , VO_2 , V_2O_5 , გაცხელებისას უერთდება გოგირდს, ჰალოგენებს, ნახშირბადს, სილიციუმს, ბორს და წარმოქმნის ბინარულ ნაერთებს:





ჰალოგენებთან ვანადიუმი წარმოქმნის (ფტორთან ურთიერთქმედებს ოთახის ტემპერატურაზე) აქროლად ჰალოგენიდებს, შედგენილობით $Vhal_2$ (hal = F, Cl, Br, I), $Vhal_3$, $Vhal_4$ (hal = F, Cl, Br), VF_5 და ოქსოჰალოგენიდებს ($VOCl$, $VOCl_2$, VOF_3 და სხვ.)

ლითონურ ვანადიუმზე მოქმედებს კონცენტრირებული მლღობი მჟავას, HNO_3 , H_2SO_4 და მჟანგავი მჟავების ნარევი $HF+HNO_3$, HNO_3+HClO_4 , სამეფო წყალი და სხვ.:



ან



მჟანგველის თანაობისას ვანადიუმი (ასევე V ჯგუფის თანაური ქვეჯგუფის დანარჩენი ელემენტები Nb და Ta) ურთიერთქმედებს ტუტეებთან შელღობით:

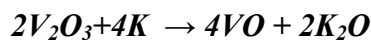


(კალიუმის ვანადატი)

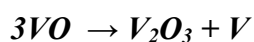
ვანადიუმი, ნიობიუმი და ტანტალი წარმოქმნიან მყარ ხსნარებს ერთმანეთთან და ლითონებთან, რომლებიც პერიოდულ სისტემაში ახლოსაა მათთან (IV, VI და VIII ჯგუფის თანაური ქვეჯგუფის ელემენტები). ურთიერთმოქმედი ლითონების ელექტრონულ აღნაგობას შორის განსხვავების გაზრდით მყარი ხსნარების წარმოქმნის შესაძლებლობა მცირდება, ხოლო ინტერმეტალური ნაერთებისა - იზრდება.

ვანადიუმ(II)-ის ნაერთები. ვანადიუმ(II)-ის რამდენიმე ნაერთია ცნობილი.

ვანადიუმ(II)-ის ოქსიდი – VO – მონაცრისფრო-შავი კრისტალური ნივთიერებაა. მიიღება ვანადიუმის უფრო მაღალი ოქსიდის ლითონოთერმული აღდგენით:



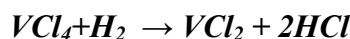
VO ვაკუუმში გაცხელებისას განიცდის დისპროპორცირებას:



ვანადიუმ(II)-ის ჰიდროქსიდი – V(OH)₂ – სუსტ ფუძეს წარმოადგენს.

ვანადიუმის დიფტორიდი – VF₂ – იისფერი კრისტალური ნივთიერებაა.

ვანადიუმის დიქლორიდი – VCl₂ – მიიღება VCl₃ ან VCl₄-ის წყალბადით აღდგენისას:



ან VCl₃-ის დისპროპორცირებით:



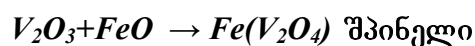
VCl₂ მყარია ხოლო VCl₄ აქროლადი, ამიტომ მათი დაცილება სიძნელეს არ წარმოადგენს.

ვანადიუმის დიბრომიდი – VBr₂ და ვანადიუმის დიიოდიდი – VI₂ – მიიღება VBr₃ ან VI₃-ის გაცხელებით ვაკუუმში.

ვანადიუმ(III)-ის ნაერთები

ვანადიუმ(III)-ის ოქსიდი – V₂O₃ – შავი ფერის პარამაგნიტური თვისებების მქონე კრისტალური ნივთიერებაა. მიიღება V₂O₅-ის წყალბადით ან CO-ით მაღალ ტემპერატურაზე აღდგენისას.

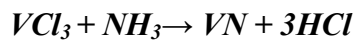
V₂O₃ ჰაერზე იჟანგება VO₂-მდე, გაცხელებით კი მიიღება V₂O₅. სხვადასხვა ოქსიდებთან შევსებისას წარმოქმნის ორმაგ ოქსიდებს, მაგ.:





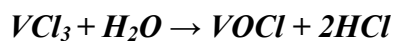
V_2O_3 გამოიყენება ფერადი მინების მისაღებად და ავრეთვე კატალიზატორად პირველადი სპირტების დაშლისას.

ვანადიუმის ტრიქლორიდი – VCl_3 – ვარდისფერი ფირფიტებია, ჰაერზე ადვილად განითხევა. აირად ამიაკთან VCl_3 წარმოქმნის ნიტრიდს:



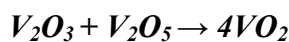
ტუტე ლითონების ქლორიდები VCl_3 -თან წარმოქმნიან კომპლექსურ მარილებს, მაგ.: $K[VCl_4]$, $K_2[VCl_5]$ და სხვ.

ვანადიუმის ოქსიქლორიდი ანუ ვანადილის მონოქლორიდი – $VOCl$ – ყვითელი ფერის, წყალში მცირედ ხსნადი ფხვნილისებური ნივთიერებაა. მიიღება ვანადიუმის ტრიქლორიდის ჰიდროლიზით:

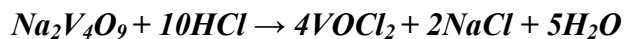


ვანადიუმ(IV)-ის ნაერთები მრავლადაა ცნობილი.

ვანადიუმ(IV)-ის ოქსიდი – VO_2 – ლურჯი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა. მიიღება V_2O_3 და V_2O_5 -ის ნარევის გაცხელებით ვაკუუმში:

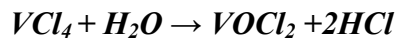


VO_2 აქვს ამფოტერული თვისებები, იხსნება მჟავებსა და ტუტეებში ვანადილის და ვანადიტის წარმოქმნით. ვანადიტები $\text{X}_2V_4O_9$ ადვილად იჟანგებიან ვანადილის მარილების წარმოქმნით:

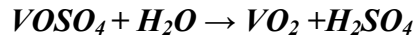


ვანადიუმ(IV)-ის ჰიდროქსიდი – $V(OH)_4$ – ძალზე სუსტი ფუძეა, მუავას ნაშთებით ოთხივე ჰიდროქსილის იონის ჩანაცვლება არ ხერხდება და მისი მჟავებით დამუშავებისას მიიღება ვანადილის (VO_2^{+2}) მარილები.

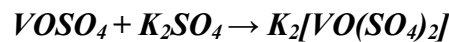
ვანადიუმის ტეტრაქლორიდი – VCl_4 – მუქი წითელი ფერის სითხეა. ვანადიუმის ოთხვალენტიანი ნაერთებიდან VCl_4 ყველაზე მდგრადია. იხსნება ორგანულ გამხსნელებში, წყალში განიცდის ჰიდროლიზს:



ვანადილის სულფატი – $VOSO_4$ – წყალში განიცდის ჰიდროლიზს:



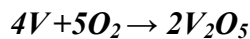
ტუტე ლითონების სულფატებთან წარმოქმნის კომპლექსურ მარილებს:



ვანადიუმ(V)-ის ნაერთები

ვანადიუმ(V)-ის ნაერთები ყველაზე მდგრადი და მრავალრიცხოვანია ვანადიუმის ნაერთებს შორის. მათ მკვეთრად გამოხატული მჟავური თვისებები აქვთ.

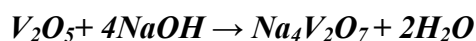
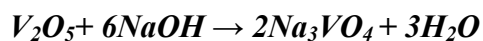
ვანადიუმ(V)-ის ოქსიდი (ვანადიუმის პენტაოქსიდი, ვანადიუმის ანჰიდრიდი) – V_2O_5 – ამფოტერული თვისებების მქონე, ნარინჯისფერი კრისტალებია. მიიღება ფხვნილისებური ვანადიუმის გახურებით უანგბადის არეში:



ან ამონიუმვანადატის გახურებით:



V_2O_5 წყალში მცირედ იხსნება და წარმოქმნის კოლოიდურ ხსნარებს. ტუტეებთან ურთიერთქმედებისას მიიღება ორთო- და პიროვანადატები:



V_2O_5 წარმოქმნის შესაბამის მარილებს – ვანადატებს, ტუტეებთან წარმოქმნის ორთოვანადატებს ($\Theta^+ V_3O_4$), ნეიტრალური ხსნარებიდან მიიღება მეტავანადატები ($\Theta^+ VO_3$), ხოლო მჟავა ხსნარებიდან – შეფერილი ვანადატები შედგენილობით $\Theta_2^+ O \cdot V_2O_5$.

ვანადიუმის პენტაოქსიდის და გოგირდის ნარევის ჰაერის მიუწვდომლად გახურებისას მიიღება ვანადიუმის პენტასულფიდი V_2S_5 .

ვანადიუმის პენტაფტორიდი – VF_5 – თეთრი, წყალში კარგად ხსნადი მარილია.

ვანადიუმის ოქსიქლორიდი – $VOCl_3$ – ყვითელი ფერის სითხეა. მიიღება V_2O_5 და ქლორის ურთიერთქმედებით. წყალში გახსნისას განიცდის ჰიდროლიზს.

წარმოებული ვანადიუმის 80% გამოიყენება შენადნობების, ძირითადად კი უჟანგავი ფოლადის წარმოებაში. ვანადიუმის სპეციფიური გავლენა ფოლადის სტრუქტურაზე არსებითად აუმჯობესებს შენადნობის ტექნიკისათვის მნიშვნელოვან თვისებებს, ამიტომ ფართოდ გამოიყენებენ ტექნიკაში შენადნობების სახით. ვანადიუმის შემცველი ფოლადები გამოიყენება ავტომანქანების და საავიაციო ძრავების დასამზადებლად (ასეთი შენადნობების მოსამზადებლად საკმარისია მისი 0,1-0,2%-ის შემცველობა ფოლადში), აგრეთვე სწრაფმჭრელი სახარატო საჭრისების და მუდმივი მაგნიტების დასამზადებლად.

ვანადიუმის ქლორიდი გამოიყენება ატომურ-წყალბადურ ენერგეტიკაში წყლის თერმოქიმიური დაშლისათვის.

ვანადიუმ(V)-ის ოქსიდი ფართოდ გამოიყენება დაღებით ელექტროლად (ანოდი) ძლიერ ბატარეებში და აკუმულატორებში.

ვერცხლის ვანადატი გამოიყენება სარეზერვო ბატარეებში უარყოფით ელექტროლად (კათოდი).

ნიობიუმი

ბუნებაში გავრცელება

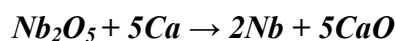
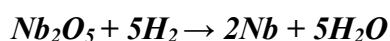
ნიობიუმი ბუნებაში გავრცელებულია ნაერთების სახით რომლებიც შედის ზოგიერთი მინერალის შედგენილობაში. მაგალითად,

კოლუმბიტი – $(Fe,Mn)[(Nb,Ta)O_3]_2$,

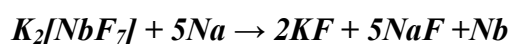
ლოპარიტი – $(K,Na,Ca,Ce,Sr)[(Nb,Ta,Ti)O_3]$ და სხვ.

მიღების ხერხები

ლითონურ ნიობიუმს ღებულობენ მისი ოქსიდის აღდგენით ან $NbCl_5$ -ის თერმული დისოციაციით (ვან-არკელის და დე-ბურის მეთოდი). ლითონის ოქსიდიდან აღდგენის მიზნით ჩვეულებრივ იყენებენ წყალბადს ან ლითონოთერმიას:



ან ნიობიუმის კომპლექსური ფტორიდიდან ნატრიოთერმული მეთოდით:

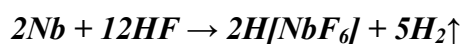


ლითონური ნიობიუმი ელექტროლიზური გზითაც მიიღება.

ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

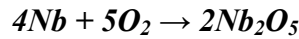
ნიობიუმი მოვერცხლისფრო-თეთრი, ძნელადღებადი ლითონია. სხვადასხვა მძიმე ლითონებთან წარმოქმნის შენადნობებს, რომელთაგან ბევრს მნიშვნელოვანი ტექნიკური გამოყენება აქვს.

ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე ნიობიუმი, ასევე მისი შენადნობები, არ იჩენს დიდ ქიმიურ აქტიურობას და კოროზიულად მდგრადია, რაც გამოწვეულია მის ზედაპირზე ოქსიდის თხელი, ინერტული ფენის არსებობით. ლითონური ნიობიუმი მდლბ მჟავაში და კონცენტრირებული HF და HNO_3 ნარევი იხსნება:



ტემპერატურის გაზრდასთან ერთად იზრდება ნიობიუმის ქიმიური აქტიურობა. იგი ურთიერთქმედებს სხვადასხვა ნივთიერებებთან. ნიობიუმი აქტიურად ურთიერთქმედებს მრავალ არალითონთან, ამასთან ნიობიუმს შეუძლია გამოავლინოს სხვადასხვა ვალენტობები – ორიდან ხუთამდე, მაგრამ მისი მთავარი ვალენტობაა ხუთი.

ნიობიუმის ჟანგბადთან გავარვარებისას მიიღება Nb_2O_5 :



ამ ოქსიდისათვის დამახასიათებელია 10-მდე კრისტალური მოდიფიკაცია. ჩვეულებრივ წნევაზე სტაბილურია Nb₂O₅-ის β-ფორმა.

ნიობიუმი წარმოქმნის ოქსიდების რიგს NbO₂, NbO შუალედურს NbO_{2,42} და NbO_{2,50} შორის და სტრუქტურით Nb₂O₅-ის β-ფორმასთან ახლოს.

ნიობიუმის ნახშირთან ურთიერთქმედებისას წარმოიქმნება კარბიდები Nb₂C და NbC, მყარი თერმომედეგი ნივთიერებები. სისტემაში არსებობს გარდამავალი შედგენილობის რამოდენიმე ფაზა და ნიტრიდები Nb₂N და NbN. ანალოგიურად იქცევა ნიობიუმი სისტემაში ფოსფორთან და დარიშხანთან. ნიობიუმის გოგირდთან ურთიერთქმედებისას მიიღება სულფიდები: NbS, NbS₂ და NbS₃. სინთეზირებულია ნიობიუმის და კალიუმის(ნატრიუმის) ორმაგი ფტორიდები – K₂[NbF₇].

გაცხელებისას ნიობიუმი რეაგირებს ჰალოგენებთან და წარმოქმნის პენტაჰალოგენიდებს Nbhal₅, ტეტრაჰალოგენიდებს Nbhal₄ და ფაზებს Nbhal_{2,67} - Nbhal_{3+x}.

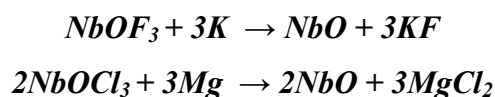
ნიობიუმ(I)-ის ნაერთები.

ნიობიუმ(I)-ის ოქსიდი – Nb₂O – ქიმიურად აქტიური ნივთიერებაა, მიიღება Nb₂O₅ -ის ხანგრძლივი აღდგენით მაღალ ტემპერატურაზე.

ნიობიუმ(II)-ის ნაერთები

ნიობიუმ(II)-ის რამოდენიმე ნაერთია ცნობილი.

ნიობიუმ(II)-ის ოქსიდი – NbO – მიიღება ნიობიუმის ოქსიფტორიდის (NbOF₃) ან ოქსიქლორიდის (NbOCl₃) აღდგენისას მაგნიუმით, ნატრიუმით ან კალიუმით:

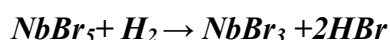
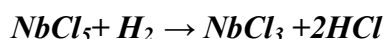


NbO იხსნება HF, ასევე მჟანგავი მჟავებისა და HCl-ის ნარევებში.

ნიობიუმ(III)-ის ნაერთები

ნიობიუმ(III)-ის ოქსიდი – Nb_2O_3 – შავი ფერის ფხვნილისებური ნივთიერებაა, ძნელად იხსნება მჟავებში (HF-ის გარდა), სამეფო წყალში იუანგება Nb_2O_5 -მდე. მიიღება Nb_2O_5 -ის აღდგენით.

ნიობიუმის ტრიქლორიდი – $NbCl_3$ და ნიობიუმის ტრიბრომიდი – $NbBr_3$ – მიიღება ნიობიუმის პენტაქლორიდის და პენტაბრომიდის აღდგენით:



ნიობიუმ(IV)-ის ნაერთები

ნიობიუმ(IV)-ის ოქსიდი – NbO_2 – შავი ფერის ფხვნილია, მცირედ იხსნება მჟავებსა და ტუტეებში. გაცხელებისას იუანგება და მიიღება ნიობიუმის პენტაოქსიდი (Nb_2O_5).

ნიობიუმის ტეტრაქლორიდის – $NbCl_4$ – კონცენტრირებული წყალხსნარი ღურჯი ფერისაა. წყალში კარგად იხსნება, გაცხელებისას დისპროპორციირების შედეგად მიიღება:

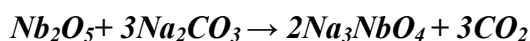


ნიობიუმ(V)-ის ნაერთები

ნიობიუმ(V)-ის ოქსიდი – Nb_2O_5 – ამფოტერული ოქსიდია, მიიღება ნიობიუმის მჟავას ($Nb_2O_5 \cdot nH_2O$) გაცხელებით, რომელიც ადვილად კარგავს წყალს, რომელსაც შეიცავს ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე და რჩება Nb_2O_5 .

Nb_2O_5 ოქსიდის შევსებით სხვადასხვა ლითონის ოქსიდებთან მიიღება მეტა-, ორთო- და პირონიობატები.

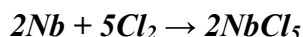
Nb_2O_5 პრაქტიკულად არ ურთიერთქმედებს წყალთან და მჟავების და ტუტეების წყალხსნარებთან. ნატრიუმის კარბონატთან შევსებისას მიიღება ორთონიობატი:



ნატრიუმის ორთონიობატი წყალში გახსნისას წარმოქმნის მეტანიობატს $\text{NaNbO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, რომელიც მეტ მდგრადობას იჩენს, ვიდრე ორთონიობატი.

ნიობიუმის პენტაფტორიდი – NbF_5 – მიიღება ლითონურ ნიობიუმზე მლღობი მუავას მოქმედებით.

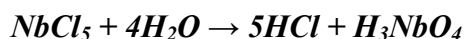
ნიობიუმის პენტაქლორიდი – NbCl_5 – მიიღება ქლორისა და ნიობიუმის ურთიერთქმედებით, გაცხელებისას:



ნიობიუმის პენტაფტორიდის და ნიობიუმის პენტაქლორიდის წყალბადით აღდგენისას მიიღება ოქსინაერთები: NbOF_3 და NbOCl_3 .

ნიობიუმის პენტაიოდიდი – NbI_5 – მიიღება ნიობიუმზე იოდის ორთქლის მოქმედებით მაღალ ტემპერატურაზე. NbI_5 გამოიყენება სუფთა ნიობიუმის მისაღებად.

ნიობიუმის პენტაჰალოგენიდები მკვეთრი შეფერილობის (NbCl_5 –ყვითელი ფერის, NbBr_5 –მკვეთრი წითელი ფერის) ნემსისებური კრისტალური ნივთიერებებია. ადვილად იხსნებიან ორგანულ გამხსნელებში (ქლოროფორმი, სპირიტი, ეთერი). მაგრამ წყალში გახსნისას ეს ნივთიერებები მთლიანად იშლებიან ნიობატების წარმოქმნით:



ჰიდროლიზის თავიდან აცილება შეიძლება წყალხსნარში რომელიმე მუავას დამატებით. ასეთ ხსნარებში ნიობიუმის პენტაჰალოგენიდები იხსნებიან დაუშლელად.

ლითონური ნიობიუმი დიდ გამოყენებას პოულობს ვაკუუმურ ტექნიკაში, რენტგენის აპარატურაში, ძნელადღებობადი, მუავებისადმი მედეგი და ზემაგარი შენადნობების და მაგნიტური შენადნობების დასამზადებლად.

ნიობიუმის შენადნობები გამოიყენება თვითმფრინავების და თანამგზავრების მშენებლობაში, რეაქტიული ტურბინების ასაგებად.

სუფთა ნიობიუმისგან ან მისი შენადნობებისგან ამზადებენ საფრენი აპარატების დეტალებს; კონტეინერებს და მილებს; ელექტრონული

კონდესატორების დეტალებს; კოროზიამდევე აპარატურას ქიმიურ წარმოებაში და სხვ.

ნიობიუმის სტანიდი (Nb_3Sn) და მისი შენადნობები ტიტანთან და ცირკონიუმთან გამოიყენება ზეგამტარების დასამზადებლად.

ნიობიუმი და მისი შენადნობი ტანტალთან მრავალ შემთხვევაში ცვლის ტანტალს, რაც იძლევა დიდ ეკონომიურ ეფექტს (ტანტალთან შედარებით ნიობიუმის სიიაფისა და სიმსუბუქის გამო).

ფერონიობატი შეყავთ უჟანგავ ქრომონიკელურ ფოლადში, მათი კრისტალთშორისი კოროზიის და დაშლის თავიდან ასაცილებლად და სხვა ტიპის ფოლადებში მათი თვისებების გასაუმჯობესებლად.

ნიობიუმის პენტაოქსიდი წარმოადგენს კატალიზატორს და გამოიყენება ქიმიურ წარმოებაში.

ნიობიუმის ნიტრიდი (NbN) გამოიყენება წვრილი და ულტრაწვრილი ზეგამტარების დასამზადებლად.

ტანტალი

ბუნებაში გავრცელება

ტანტალი ბუნებაში გვხვდება მხოლოდ ნაერთების სახით ნიობიუმთან, ტიტანთან, ცირკონიუმთან, კალასთან ერთად. მისი მნიშვნელოვანი მინერალებია:

ტანტალიტი – $(Fe,Mn)[(Ta,Nb)O_3]_2$,

ლოპარიტი – $(K,Na,Ca,Ce,Sr)[(Nb,Ta,Ti)O_3]$.

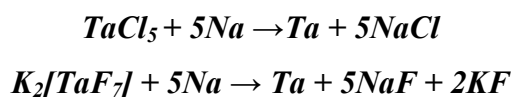
იზოტოპები

ბუნებაში ტანტალი გავრცელებულია ორი იზოტოპის სახით: ^{181}Ta (99,9877 %) და ^{180}Ta (0,0123 %).

მიღების ხერხები

ტანტალის და მისი შენადნობების წარმოებისათვის ძირითად ნედლეულს წარმოადგენს ტანტალიტური და ლოპარიტული კონცენტრატები, რომლებიც შეიცავენ დაახლოებით 8% Ta₂O₅-ს და 60% და მეტ Nb₂O₅-ს. კონცენტრატებს შლიან მჟავათი ან ტუტით, ლოპარიტებს – ქლორირებით. ტანტალის და ნიობიუმის დაცილებას აწარმოებენ ექსტრაქციის დახმარებით.

ლითონურ ტანტალს ღებულობენ მისი ნაერთებიდან Ta₂O₅, TaCl₅, K₂[TaF₇] ლითონთერმით, ნახშირბადით ან წყალბადით აღდგენით მაგ:



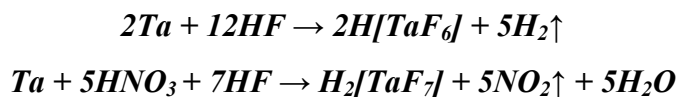
ლითონურ ტანტალს ღებულობენ ასევე ოქსიდის Ta₂O₅ ნაღვლიდან ელექტროლიზით.

ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

ლითონური ტანტალი მძიმე, რუხი ფერის, ძნელადღობადი, კოროზიისადმი მედეგი ლითონია. მისი სიმაგრის მიუხედავად აქვს კარგი ჭედადობის უნარი.

ტანტალი ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე ქიმიურად არააქტიურია, კოროზიის მიმართ მდგრადია. ჰაერზე იჟანგება 280°C-ზე მაღალ ტემპერატურაზე, იფარება ოქსიდის დამცავი ფენით. ჰალოგენებთან რეაგირებს 250°C-ზე. გაცხელებისას რეაგირებს C, B, Si, P, Se, Te, H₂O, CO, CO₂, NO, HCl, H₂S-თან.

ტანტალი აბსოლუტურად მდგრადია მარილმჟავას მიმართ, სამეფო წყალიც კი არ მოქმედებს მასზე. მოქმედებს მხოლოდ მღვობი მჟავა და კონცენტრირებული HF და HNO₃-ის ნარევი:



ლითონური ნიობიუმის და განსაკუთრებით ტანტალის პრაქტიკულად მნიშვნელოვან თვისებას წარმოადგენს მათი ინერტულობა ტუტე რეაგენტების მიმართ. მაგ., მხოლოდ ტანტალის კლიტისაგან დამზადებულ ტიგლებში არის შესაძლებელი იშვიათმიწათა ლითონების (III) ოქსიდების ლითონოთერმული

აღდგენა, გააჩნიათ, რა უნარი არ დააბინძურონ მიღებული იშვიათმიწათა ლითონები ტიგელის მასალით. ამ თვისებით ლითონური ტანტალი გაცილებით ძვირფას მასალას წარმოადგენს ვიდრე პლატინა.

ტანტალ(I)-ის ნაერთები

ტანტალ(I)-ის ოქსიდი – Ta_2O – შავი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა, მიიღება უფრო მაღალი ჟანგვითი რიცხვის მქონე ოქსიდების აღდგენით.

ტანტალ(II)-ის ნაერთები

ტანტალ(II)-ის ნაერთების რაოდენობა მცირეა.

ტანტალ(II)-ის ოქსიდი – TaO – მიიღება Ta_2O_5 -ის აღდგენით.

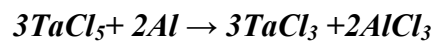
ტანტალის დიქლორიდი – $TaCl_2$ – აქროლადი ნივთიერებაა. მიიღება $TaCl_5$ -ის აღდგენით.

ტანტალ(III)-ის ნაერთები

ტანტალ(III)-ის ჰიდროქსიდი – $Ta(OH)_3$ – მწვანე ფერის ლაბისებური ნივთიერებაა. ადვილად იჟანგება ჰაერზე.

ტანტალის ტრიფტორიდი – TaF_3 – მიიღება ფტორწყალბადისა და და წყალბადის ნარევის მოქმედებით ლითონურ ტანტალზე.

ტანტალის ტრიქლორიდი – $TaCl_3$ – მწვანე ფერის კრისტალური ნივთიერებაა, წყალში გახსნისას განიცდის ჰიდროლიზს. მიიღება ხუთქლორიან ტანტალზე ალუმინის მოქმედებით:



ტანტალ(IV)-ის ნაერთები

ტანტალ(IV)-ის ოქსიდი – Ta_2O_5 – მიიღება Ta_2O_5 -ის ნაწილობრივი აღდგენით.

ტანტალის ტეტრაქლორიდი – $TaCl_4$ – მწვანე ფერის ნივთიერებაა. მიიღება ტანტალის პენტაქლორიდის და ტრიქლორიდის ურთიერთქმედებით:



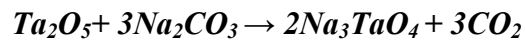
ტანტალის დისულფიდი – TaS_2 – მიიღება Ta_2O_5 -ზე გოგირდნახშირბადის მოქმედებით. მასზე მუანგავი მუავეების მოქმედებით მიიღება ტანტალის პენტაოქსიდი Ta_2O_5 .

ტანტალ(V)-ის ნაერთები

ტანტალის ნაერთებიდან ტანტალ(V)-ის ნაერთები ყველაზე მდგრადია.

ტანტალ(V)-ის ოქსიდი – Ta_2O_5 – თეთრი კრისტალური ნივთიერებაა, მიიღება ტანტალის უანგბადის არეში გახურებით.

Ta_2O_5 ამფოტერულია, მისი მუავეური თვისებები უფრო სუსტადაა გამოხატული ვიდრე ფუძე თვისებები. წყალსა და მუავეებში არ იხსნება, გარდა მლღობი მუავისა. ტუტეებთან და ლითონის ოქსიდებთან შელღობისას მიიღება ტანტალატები, ნატრიუმის კარბონატთან შელღობით მიიღება ნატრიუმის ტანტალატი:



ტანტალის პენტაფტორიდი – TaF_5 – მიიღება პენტაქლორიდზე თხევადი მლღობი მუავას მოქმედებით.

ლითონურმა ტანტალმა, თავისი თვისებებიდან გამომდინარე, მრავალ შემთხვევაში შეცვალა პლატინა, ოქრო, ვერცხლი. იგი გამოიყენება კატალიზატორად გრაფიტთან ალმასის მიღების დროს.

ტანტალისგან მზადდება ცეცხლგამძლე ზემაგარი და უმანგავი შენადნობები, კოროზიამდევი აპარატურა, ქიმიური წარმოებისათვის ლაბორატორიული ჭურჭელი და ტიგლები.

ფართო გამოყენება აქვს ტანტალს ელექტრონიკასა და თანამედროვე ტექნიკაში.

ტანტალისგან დამზადებულ ფირფიტებს, კილიტას და ძაფებს ქირურგიაში იყენებენ ქსოვილის, ნერვების შესაერთებლად, ნაკერების დასადებად, დაზიანებული ძვლების შემცველი პროტეზების დასამზადებლად.

ბოლო წლებში ტანტალი გამოიყენება როგორც საიუველირო ლითონი, რაც გამოწვეულია მისი უნართ ზედაპირზე წარმოქმნას სხვადასხვა შეფერილობის, მყარი ოქსიდური ფენა.

V ჯგუფის თანაური ქვეჯგუფის ელემენტების ბიოლოგიური როლი

V ჯგუფის თანაური ქვეჯგუფის ელემენტების ბიოლოგიური როლი ჯერ კიდევ არ არის სრულად შესწავლილი. ამ ელემენტებიდან მხოლოდ ვანადიუმი მიეკუთვნება ბიოგენურ ელემენტს. მცენარეებში იგი თამაშობს განსაზღვრულ როლს აზოტის ფიქსაციაში. ვანადიუმი კონცენტრირდება მრავალი ცხოველის ორგანიზმში, მისი განსაკუთრებით მაღალი შემცველობა აღმოჩენილია ზოგიერთ ზღვის ცხოველში. ადამიანის ორგანიზმში ვანადიუმის დიდი ნაწილი (ზრდასრული ჯანმრთელი ადამიანის ორგანიზმი შეიცავს 10-25 მგ) თავმოყრილია ძვლებში, კბილებში და ცხიმოვან ქსოვილში.

ვანადიუმის მრავალი ნაერთი ტოქსიკურია, რადგან იგი ცილებთან უხსნად ნაერთებს წარმოქმნის.

ნიობიუმის და ტანტალის ბიოლოგიური როლი არ არის გამოკვლეული, მაგრამ ცნობილია, რომ ცოცხალ ორგანიზმში მოხვედრისას ისინი არ იწვევენ კუნთოვანი ქსოვილის გაღიზიანებას. ეს კი, საშუალებას იძლევა გამოყენებული იქნას მედიცინაში ლითონური ნიობიუმი და ტანტალი, როგორც ძვლის პროთეზირების მასალა.

თაზი IV

VI ჯგუფის თანაური ძვეჯგუფის ელემენტები

დ.ი. მენდელეევის პერიოდული სისტემის VI ჯგუფის თანაური ქვეჯგუფის ელემენტებს წარმოადგენენ: ქრომი, მოლიბდენი, ვოლფრამი

ელემენტი	ატომური მასა	ატომის ელექტრონული კონფიგურაცია	ელექტრო-უარყოფითობა	ჟანგვითი რიცხვი
Cr	51,9961	$3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$	1,56	0, (+1), +2, +3, (+4), (+5), +6
Mo	95,94	$4s^2 4p^6 4d^5 5s^1$	1,30	0, (+3), (+4), (+5), +6
W	183,84	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^4 6s^2$	1,40	0, (+3), (+4), (+5), +6

აღნიშნული ქვეჯგუფის ლითონებს ახასიათებთ საკმაოდ მაღალი ღებობის ტემპერატურა, მათ შორის ყველაზე მაღალია ვოლფრამის ღებობის ტემპერატურა.

ქრომისთვის დამახასიათებელია ჟანგვითი რიცხვი +3 და ნაკლებად +6. მოლიბდენისთვის და ვოლფრამისთვის უფრო მეტად დამახასიათებელია ჟანგვითი რიცხვი +6. ცნობილია ნაერთები რომლებშიც ქრომი და მისი ანალოგები ამჟღავნებენ 0, +1, +2, +4 და +5 ჟანგვითი რიცხვს.

სამივე ელემენტისთვის დამახასიათებელია საკოორდინაციო რიცხვები 6 და 4. მოლიბდენი და ვოლფრამი წარმოქმნიან კოორდინაციულ ნაერთებს, სადაც მათი საკოორდინაციო რიცხვი აღწევს 8.

როგორც სხვა d-ელემენტები, ქრომი, მოლიბდენი და ვოლფრამი დაბალი ჟანგვითი რიცხვი. წარმოქმნიან კატიონურ კომპლექსებს, ხოლო მაღალი ჟანგვითი რიცხვით - ანიონურ კომპლექსებს.

ქიმიური თვისებების მიხედვით მოლიბდენი და ვოლფრამი უფრო ახლოს დგანან ერთმანეთთან, ვიდრე ქრომთან.

ქრომი

ბუნებაში გავრცელება

ქრომი ერთ-ერთი გავრცელებული ელემენტია ბუნებაში, ხშირად თან ახლავს რკინის მინერალებს. ქრომის ყველაზე მნიშვნელოვანი მინერალებია:

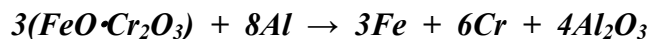
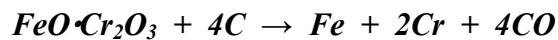
ქრომიტი (შპინელის ჯგუფის მინერალი) – FeCr_2O_4 ანუ $\text{FeO}\cdot\text{Cr}_2\text{O}_3$

კროკოიტი (ტყვიის წითელი მადანი) – PbCrO_4

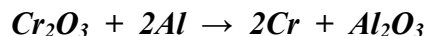
სტიხტიტი – $2\text{MgCO}_3\cdot 5\text{Mg}(\text{OH})_2\cdot 2\text{Cr}(\text{OH})_3$ და სხვა.

მიღების ხერხები

ქრომს მრეწველობაში ძირითადად ღებულობენ ფეროქრომიდან – ქრომის შენადნობიდან რკინასთან (60–70% Cr). ფეროქრომს ღებულობენ ორი სხვადასხვა ხერხით – ქრომიტის $\text{FeO}\cdot\text{Cr}_2\text{O}_3$ კოქსით ან ალუმინით აღდგენისას:



შედარებით სუფთა ქრომს ღებულობენ მაღალ ტემპერატურაზე ქრომ(III)-ის ოქსიდის ალუმინით (ალუმოთერმია) ან სილიციუმით აღდგენისას:



სუფთა ქრომი მიიღება აგრეთვე Cr (III) სულფატის წყალხსნარის ელექტროლიზით. ქრომი გამოიყოფა ალუმინისგან ან უჟანგავი ფოლადისგან დამზადებულ კათოდზე. მიღებული ქრომის სრული გასუფთავება მინარევებისაგან ხდება წყალბადის საშუალებით 1500-1700°C-ზე.

სუფთა ქრომის მიღება შესაძლებელია აგრეთვე ქრომ(III)-ის ფტორიდის ან ქლორიდის ელექტროლიზით ნატრიუმის, კალიუმის ან კალციუმის ნარევთან 900°C-ზე არგონის არეში.

მაღალი ქიმიური მდგრადობის გამო ქრომს ძირითადად იყენებენ ლითონების ელექტროლიტური დაფარვისთვის.

ქრომის შენადნობები

ქრომს დიდი რაოდენობით იყენებს მეტალურგია, კერძოდ, ქრომიანი ფოლადის შესაქმნელად, რომელიც გამოირჩევა განსაკუთრებული მდგრადობით უანგვისადმი. მაგ., ინსტრუმენტული ფოლადი შეიცავს 3–4% Cr-ს, ბურთულსაკისრის ფოლადი – 0,5-1,5% Cr-ს, ქრომოლფრამის ფოლადი – 7,5% Cr-ს. ლითონური ქრომი ადვილად გადადის პასიურ მდგომარეობაში, რაც განაპირობებს მის გამოყენებას უჟანგავი ფოლადების წარმოებაში.

ქრომის შემცველი შენადნობები ფართოდ გამოიყენება ტექნიკაში, კერძოდ მანქანათმშენებლობაში.

მთელი რიგი შენადნობები სხვადასხვა ლითონებთან ფართოდ გამოიყენება ტექნიკაში

დასახელება	ქრომი Cr	ნიკელი Ni	კობალტი Co	ალუმინი Al	რკინა Fe	ვოლფრამი W	
ფეროქრომი	65%				35 %		<i>ელექტროტექნიკაში თერმოწყვილების, ელექტროლუმენების მოსამზადებლად, მანქანათმშენებლობაში, ავიამშენებლობაში</i>
ქრომალი	17- 30%			4- 6%	64- 79%		
სტელიტი	20- 25%		45- 60%		1-3%	5- 20%	
ნიქრომი	10%	63%			25%		

ქრომის საფარის მომზადება ელექტროქიმიური გზით

ელექტროქიმიური პროცესის საშუალებით ახდენენ სხვა ლითონების ზედაპირის დამუშავებას – მოქრომვას. გარდა დეკორატიულისა, ამ პროცესს დიდი პრაქტიკული დანიშნულება გააჩნია. ელექტროქიმიური გზით მიღებული ქრომის საფარი გამოირჩევა მაღალი სიმაგრით, მდგრადია კოროზიისადმი და შესაბამისად ქიმიურად გამძლეა.

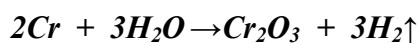
ელექტროლიზური მოქრომვისას გამოიყენება ქრომ(VI)-ის ოქსიდის (CrO_3) 25–30% ხსნარი, რომელიც მცირე რაოდენობით შეიცავს გოგირდმჟავას.

ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

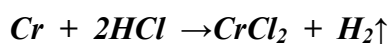
ქრომი თეთრი ფერის ლითონია, პარამაგნიტური. 39°C-ზე პარამაგნიტური მდგომარეობიდან გადადის ანტიფერომაგნიტურში. არსებობს რამოდენიმე მოდიფიკაციის სახით, რომელთაგან ყველაზე მდგრადია α -Cr მოდიფიკაცია. სუფთა ქრომი – მძიმე ($\rho=7,19$ გ/სმ³), ძნელდნობადი (1890°C), ჭედადი ლითონია, ახასიათებს დიდი სიმაგრე, რის გამოც ძნელია მისი მექანიკური დამუშავება. მცირე მინარევიც კი ქრომს ხდის მყიფეს, ამიტომ ის ნაკლებად გამოიყენება როგორც კონსტრუქციული ელემენტი. ქრომი მნიშვნელოვანი მალეგირებელი ელემენტია. მისი მცირედი დამატებითაც კი იზრდება ფოლადის სიმაგრე და ცვეთამდეგობა.

ქრომი – ქიმიურად ნაკლებად აქტიური ლითონია. ჩვეულებრივ პირობებში მდგარდია ჟანგბადისა და ტენისადმი, ურთიერთქმედებს ფტორთან ქრომ(III)-ის ფტორიდის CrF₃ წარმოქმნით.

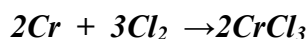
მაღალ ტემპერატურაზე რეაგირებს აზოტთან, ნახშირბადთან, გოგირდთან. გავარვარებული ქრომი (600°C) ურთიერთქმედებს წყლის ორთქლთან:



მაღალ ტემპერატურაზე რეაგირებს ჰალოგენებთან და ჰალოგენწყალბადებთან დიჰალოგენიდების წარმოქმნით:



უშუალოდ ქლორთან ურთიერთქმედებისას მიიღება ჟოლოსფერი CrCl₃:



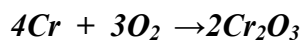
ქრომი რეაგირებს აზოტთან და ამიაკთან. პირობებზე დამოკიდებულებით მიიღება CrN ან Cr₂N:



გოგირდის ორქლში ქრომი იწვის ქრომ(III)-ის სულფიდის წარმოქმნით:

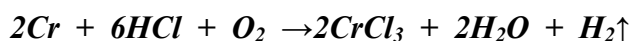


2000°C–ზე იწვის ჟანგბადის არეში მწვანე ფერის ქრომ(III)-ის ოქსიდის წარმოქმნით:

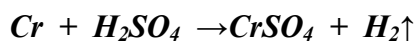


ქრომის წყალბადნაერთები არამდგრადებია.

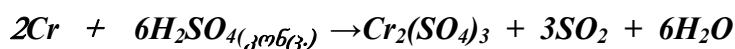
ჰაერზე ქრომი მჟავებთან რეაგირებს ქრომ(III)-ის ნაერთების წარმოქმნით:



განზავებულ გოგირდმჟავასთან ქრომი რეაგირებს წყალბადის გამოყოფით:



ხოლო ცხელ კონცენტრირებულ გოგირდმჟავასთან – გოგირდ(IV)-ის ოქსიდის წარმოქმნით:



კონცენტრირებულ აზოტმჟავასთან და სამეფო წყალთან ურთიერთქმედებისას ქრომი გადადის პასიურ მდგომარეობაში. მაღალ ტემპერატურაზე ქრომი იხსნება კონც. აზოტმჟავაშიც აზოტ(IV)-ის ოქსიდის წარმოქმნით:



ქრომისთვის და მისი ანალოგებისთვის დამახასიათებელია ჰექსაკარბონილების წარმოქმნა ზოგადი ფორმულით $\Xi(CO)_6$, სადაც ის ამჟღავნებს ნულოვან ჟანგვით რიცხვს.

ქრომის კარბონილი – $Cr(CO)_6$ – უფერო კრისტალებია, 90°C-ზე იწყებს დაშლას ლითონური ქრომის წარმოქმნით, ინტენსიურად იმლება 230°C-ზე. სუფთა $Cr(CO)_6$ ჰაერსა და სინათლეზე მდგრადია. არ იხსნება წყალში, მცირედ ხსნადია ორგანულ გამხსნელებში. ნელა რეაგირებს კონც. გოგირდმჟავასთან, არ რეაგირებს მარილმჟავასთან, იმლება ქლორთან ურთიერთქმედებისას.

ქრომის ჰექსაკარბონილს დებულობენ ქრომ(III)-ის ქლორიდის CO-თი აღდგენისას მაღალი წნევის პირობებში ალუმინის ან ალუმინის ქლორიდის თანაობისას.

კიდევ ერთი საინტერესო ნაერთი, რომელშიც ქრომის უანგვითი რიცხვი ნულის ტოლია – **დიბენზოლქრომი $\text{Cr}(\text{C}_6\text{H}_6)_2$** – მიეკუთვნება მეტალორგანულ ნაერთებს (შეიცავს ბმას ლითონი-ნახშირბადი). პირველად მიღებულ იქნა ქრომ(III)-ის ქლორიდის ურთიერთქმედებით *გრინიარის რეაქტივთან $\text{C}_6\text{H}_5\text{MgBr}$* . ამ ნაერთის მიღება აგრეთვე შეიძლება უწყლო ქრომ(III)-ის ქლორიდის ურთიერთქმედებით ბენზოლთან ალუმინის ფხვნილის თანაობისას. კატალიზატორად გამოიყენება უწყლო ალუმინის ქლორიდი.

დიბენზოლქრომს გააჩნია "სენდვიჩის" აგებულება.

ქრომის კარბონილს და დიბენზოლქრომს გააჩნიათ დიდი პრაქტიკული გამოყენება, კერძოდ მეტალორგანული ნაერთების ქიმიური დალექვისას ორთქლიდან ლითონური საფარის მისაღებად. ლითონური ნაკეთობების ზედაპირის ამგვარი დაფარვა ქრომის თხელი ფენით აუმჯობესებს ამ ნაკეთობების ხარისხს.

ქრომის კარბონილი გამოიყენება აგრეთვე კერამიკის, მინის, კატალიზატორების წარმოებაში, ორგანულ სინთეზში.

ქრომ(II)-ის ნაერთები

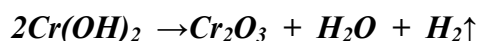
ქრომ(II)-ის ოქსიდი – CrO – პირომორფული შავი ფერის ფხვნილია, 100°C -ზე გარდაიქმნება Cr_2O_3 -ად. თავისუფალ მდგომარეობაში მისი გამოყოფა გართულებულია. ქიმიურად ინერტული ნივთიერებაა, ვაკუუმში გახურებით 700°C -ზე დისპროპორცირებს:



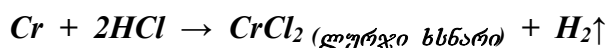
წყალში უხსნადია, ამჟღავნებს მხოლოდ ფუძე თვისებებს, იხსნება განზავებულ ქლორწყალბადმჟავაში, მცირედ ხსნადია განზავებულ გოგირდმჟავასა და აზოტმჟავაში. 1000°C -ზე წყალბადი აღადგენს მას ლითონურ ქრომად. მიიღება ქრომის ამალგამის CrHg_3 ან CrHg დაუანგვით აზოტმჟავით ან ჰაერის უანგბადით.

ქრომ(II)-ის ოქსიდი მიიღება აგრეთვე ქრომის კარბონილის $\text{Cr}(\text{CO})_6$ თერმული დაშლით.

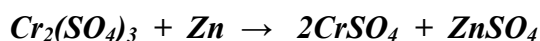
ქრომ(II)-ის ჰიდროქსიდი – $\text{Cr}(\text{OH})_2$ – ყვითელი ფერის ნივთიერებაა. მიღება თავისუფალი სახით გართულებულია, ვინაიდან Cr^{2+} ტუტე არეში საკმაოდ ძლიერი აღმდგენია. მცირედ იხსნება წყალსა და განზავებულ მჟავებში, იხსნება მხოლოდ კონცენტრირებულ მჟავებში. გახურებისას იჟანგება ქრომ(III)-ის ოქსიდის წარმოქმნით:



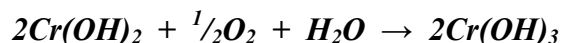
ქრომ(II)-ის ნაერთების მიღება შესაძლებელია ლითონური ქრომის დამუშავებით არამჟანგავი მჟავებით ან ქრომ(III)-ის ნაერთების აღდგენით.



ქრომ(II)-ის ნაერთების მიღება შესაძლებელია აგრეთვე ქრომ(III)-ის ნაერთების აღდგენით, მაგ., თუთიით მჟავა არეში

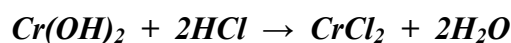


ქრომ(II)-ის ნაერთები არამდგრადია, ჰაერზე ადვილად იჟანგებიან ქრომ(III)-ის ნაერთების წარმოქმნით:

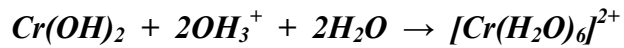


ქრომ(II)-ის ნაერთები არ ამჟღავნებენ ამფოტერულ თვისებებს, ამიტომ $\text{Cr}(\text{OH})_2$ იხსნება მხოლოდ მჟავებში და შესაბამისად $\text{Cr}(\text{II})$ წარმოქმნის მარილების რიგს, რომელშიც ქრომ(II)-ი ასრულებს კატიონის როლს.

მაგ., ქრომ(II)-ის ჰიდროქსიდი ურთიერთქმედებს მჟავებთან:

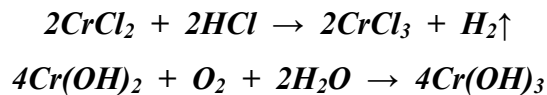


სინამდვილეში რეაქცია მიმდინარეობს უფრო რთული მექანიზმით:

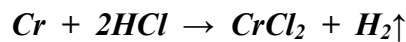


წარმოქმნილი აქვაკომპლექსები $[\text{Cr(H}_2\text{O)}_6]^{2+}$ ლურჯი ფერისაა. იგივე შეფერილობა ახასიათებთ ქრომ(II)-ის კრისტალჰიდრატებს: $\text{Cr(ClO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{CrSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{CrCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ და სხვა. Cr^{2+} -იონი უფერია, მისი უწყლო მარილები თეთრია, მათი წყალხსნარები კი – ცისფერი.

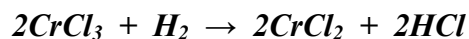
ქრომ(II)-ის ნაერთები ძლიერი აღმდგენელებია:



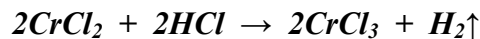
ქრომ(II)-ის ქლორიდი – CrCl_2 ანუ Cr_2Cl_4 – თეთრი ფერის ძლიერ ჰიგროსკოპული კრისტალებია, წყალში გახსნისას მიიღება ლურჯი ფერის ხსნარი, რომელიც გაცხელებისას იცვლის შეფერილობას (გადადის მწვანეში). მიიღება გავარგარებულ ქრომზე მარილმჟავას მოქმედებით



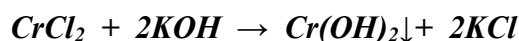
აგრეთვე ქრომ(III)-ის ქლორიდის 700°C -ზე წყალბადით აღდგენისას:



CrCl_2 – ძლიერი აღმდგენელია, როგორც Cr(II) სხვა დანარჩენი ნაერთები, ადვილად იჟანგება:



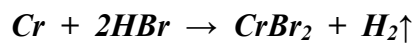
ქრომ(II)-ის მარილების ურთიერთქმედებით ტუტეებთან ინერტულ ატმოსფეროში მიიღება ყვითელი ფერის ნალექი – ქრომ(II)-ის ჰიდროქსიდი – Cr(OH)_2 :



ქრომის დიქლორიდს Cr_2Cl_4 აქვს ჟანგბადის შთანთქმის უნარი, რის საფუძველზეც ხდება მისი გამოყენება აირადი ანალიზისთვის. გამოიყენება აგრეთვე როგორც კატალიზატორი ორგანულ სინთეზში.

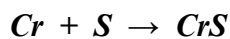
ქრომ(II)-ის ფტორიდი – CrF_2 – მწვანე ფერის არააქროლადი, წყალში მცირედ ხსნადი კრისტალებია. ტენიან ჰაერზე ადვილად იჟანგება. იხსნება ცხელ ქლორწყალბადმჟავაში. მიიღება გახურებულ ქრომზე მლღობი მჟავას მოქმედებით.

ქრომ(II)-ის ბრომიდი – $CrBr_2$ – ყვითელი ფერის კრისტალებია. იხსნება წყალსა და სპირტში, მდგრადია მშრალ ჰაერზე, ხოლო ტენიან ჰაერზე იჟანგება. მიიღება ბრომწყალბადის მოქმედებით წითელ ვარვარებამდე გახურებულ ქრომზე

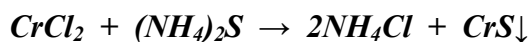


ქრომ(II)-ის იოდიდი – CrI_2 – ძლიერ ჰიგროსკოპული მოწითალო-ყავისფერი ნემსისებური კრისტალებია. კარგად იხსნება წყალში. $600^\circ C$ -ზე დისოცირებს ლითონური ქრომის წარმოქმნით. ეს რეაქცია გამოიყენება რკინის და ფოლადის ქრომირებისას. მიიღება იოდის ორთქლის გატარებით ფხვნილისებურ ქრომზე $700-800^\circ C$ -ზე, აგრეთვე ქრომის გახსნით იოდწყალბადმჟავაში.

ქრომ(II)-ის სულფიდი – CrS – პარამაგნიტური შავი ფერის პრიზმისებური კრისტალებია. იშლება $1350^\circ C$ -ზე, ადვილად იჟანგება ჰაერზე გაცხელებისას ან გარდაიქმნება $CrCl_3$ -ად ქლორის მოქმედებით. მიიღება ქრომის და გოგირდის სტექიომეტრული რაოდენობების გახურებით $1000^\circ C$ -ზე ვაკუუმში:



ქრომ(II)-ის სულფიდი გამოილეკება ქრომ(II)-ის მარილების ურთიერთქმედებით ამონიუმის სულფიდთან:



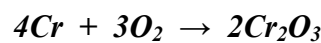
ქრომ(II)-ის სულფატი – $CrSO_4$ – თეთრი ფერის ფხვნილისებური ნივთიერებაა. წყალხსნარს ახასიათებს ძლიერი აღმდგენის თვისებები, ენერგიულად შთანთქავს ჟანგბადს. მიიღება ქრომ(III)-ის სულფატის წყალხსნარის აღდგენით, აგრეთვე განზავებული გოგირდმჟავას მოქმედებით

ლითონურ ქრომზე. ცნობილია კრისტალჰიდრატები შედგენილობით $\text{CrSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ($n=1,5,7$)

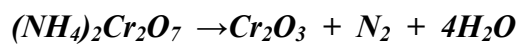
$\text{CrSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$	უფერო კრისტალები
$\text{CrSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	ღურჯი კრისტალები
$\text{CrSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	ღურჯი კრისტალები

ქრომ(III)-ის ნაერთები

ქრომ(III)-ის ოქსიდი – Cr_2O_3 – მწვანე ფერის ფხვნილისებური ნივთიერებაა, კრისტალურ მდგომარეობაში – შავი ფერისაა ლითონური ბრწყინვალებით. აქვს მაღალი ღებობის ტემპერატურა (Tღ. 2435°C), ქიმიურად ინერტულია. იხსნება თხევად CS_2 -ში. მიიღება ქრომის ურთიერთქმედებით ჟანგბადთან მაღალ ტემპერატურაზე:



ლაბორატორიაში ქრომ(III)-ის ოქსიდი მიიღება ამონიუმის ბიქრომატის დაშლით:



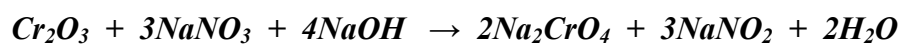
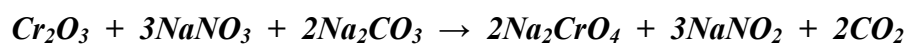
ტექნიკური მიზნებისთვის ქრომ(III)-ის ოქსიდს ღებულობენ კალიუმის ბიქრომატის აღდგენით:



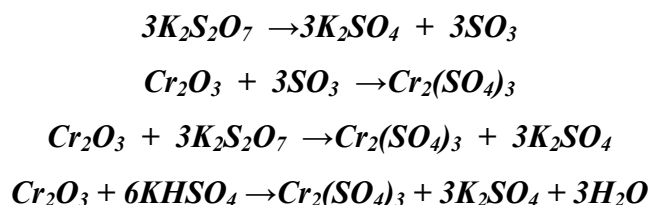
Cr_2O_3 აგრეთვე მიიღება ქრომ(VI)-ის ნაერთების თერმოლიზით:



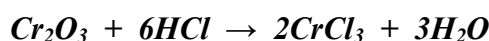
Cr_2O_3 – ქიმიურად ინერტული ნივთიერებაა, იგი არ იხსნება წყალში. Cr_2O_3 შეუღლობით რეაგირებს ნიტრატებთან ტუტე ლითონების კარბონატების ან ჰიდროქსიდების თანაობისას:



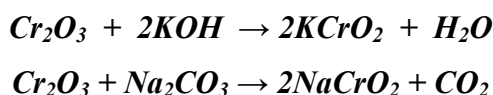
ტუტე ლითონების ჰიდროსულფატებთან და პიროსულფატებთან შეღებობისას ქრომის უანგვითი რიცხვი არ იცვლება. მაგ., Cr₂O₃ –ის კალიუმის დისულფატთან შეღებობით მიიღება ქრომ(III)-ის სულფატი:



Cr₂O₃ ამჟღავნებს მკვეთრად გამოხატულ ამფოტერულ თვისებებს.

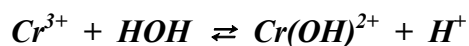


ტუტეებთან ან კარბონატებთან შეღებობისას Cr₂O₃ წარმოქმნის ქრომიტებს:

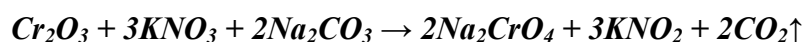


ქრომიტები წყალში გახსნისას გადადიან ჰიდროქსოკომპლექსებში: Na[Cr(OH)₄], K₃[Cr(OH)₆].

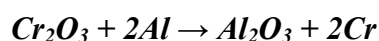
ქრომ(III)-ის ნაერთები მდგრადებია ჰაერზე, მაგრამ წყალხსნარში განიცდიან ჰიდროლიზს:



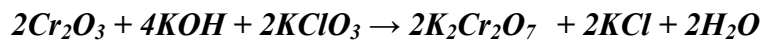
ვინაიდან Cr₂O₃–ში ქრომს შუალედური უანგვითი რიცხვი აქვს, ტუტე არეში ძლიერი მუანგავის თანაობისას იუანგება ქრომატის წარმოქმნით:



ხოლო ძლიერი აღმდგენი მას აღადგენს:



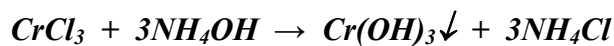
ტუტის და მჟანგავის ნარევიან შედეგობით წარმოიქმნება ქრომის ნაერთები უანგვითი რიცხვით +6:



ქრომ(III)-ის ოქსიდი გამოიყენება როგორც აბრაზიული მასალა, ასევე საღებავების წარმოებაში. საღებავების შემადგენლობაში შედიან აგრეთვე ტყვიის და თუთიის ქრომატები.

ქრომ(III)-ის ოქსიდი წარმოადგენს ძირითად დანამატს ალუმინ(III)-ის ოქსიდისთვის ხელოვნური ლალის კრისტალების მიღებისას, რომლებიც გამოიყენება ლაზერულ დანადგარებში, საათების წარმოებაში. გამოიყენება როგორც კატალიზატორი ორგანულ ან არაორგანულ საწარმოო სინთეზში.

ქრომ(III)-ის ჰიდროქსიდი – $Cr(OH)_3$ – მიიღება ქრომ(III)-ის ქლორიდზე ამონიუმის ტუტის მცირე რაოდენობის დამატებით. გამოიყოფა ნალექის სახით:

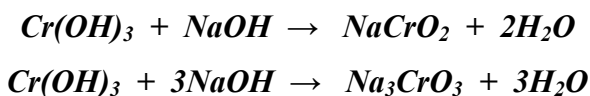


მიღებულ ჰიდროქსიდს – მწვანე ფერის ნივთიერებას მიაწერენ ფორმულას $Cr(OH)_3$, მაგრამ მას გააჩნია ცვალებადი შედგენილობა, რომელიც შეგვიძლია გამოვსახოთ ზოგადი ფორმულით $Cr_2O_3 \cdot nH_2O$. ის წარმოადგენს მრავალბირთვიან პოლიმერს, რომელშიც ლიგანდების როლს ასრულებენ OH^- და H_2O , ხოლო OH^- -ჯგუფები – ხიდურ ფუნქციას. პოლიმერის სტრუქტურა და შედგენილობა დამოკიდებულია მიღების პირობებზე. კერძოდ, დაყოვნებისას ან გაცხელებისას მიმდინარეობს ბმების $Cr-OH-Cr$ შეცვლა $Cr-O-Cr$, რის შედეგადაც ის კარგავს თავის აქტიურობას. ახლად დამზადებული $Cr(OH)_3$ კარგად იხსნება მჟავასა და ტუტეში.

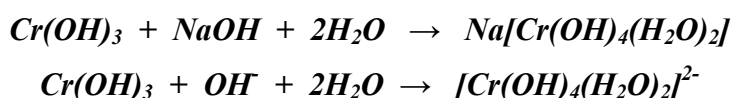
წყალხსნარში კატიონი Cr^{3+} არსებობს მხოლოდ ჰიდრატირებული იონის სახით $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$, რომელიც ხსნარს ანიჭებს იისფერ შეფერილობას (სიმარტივისთვის წერენ Cr^{3+}).

ქრომ(III)-ის ჰიდროქსიკომპლექსებს ახასიათებთ მწვანე ფერი, არ გამოირჩევიან მაღალი მდგრადობით და იშლებიან ჰიდროქსიდის $[Cr(OH)_3]_n \cdot H_2O$ წარმოქმნით.

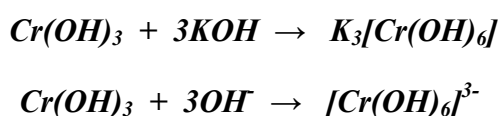
ქრომ(III)-ის ჰიდროქსიდის შეღებობით ტუტეებთან წარმოიქმნება მეტა- და ორთოქრომიტები:



ტუტეში გახსნისას წარმოიქმნება ჰიდროქსოქრომიტები:

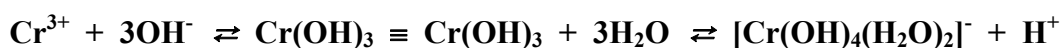


ან



წყალხსნარში არსებობენ მხოლოდ ქრომის ჰიდრატირებული იონები: $[\text{Cr(OH)}_4(\text{H}_2\text{O})_2]^-$, $[\text{Cr(OH)}_5\text{H}_2\text{O}]^{2-}$, $[\text{Cr(OH)}_6]^{3-}$. ისინი ხსნარს ანიჭებენ მწვანე შეფერილობას.

ქრომ(III)-ის ჰიდროქსიდის ამფოტერობიდან გამომდინარე შეიძლება დავასკვნათ, რომ წყალხსნარში არსებობს წონასწორობა:



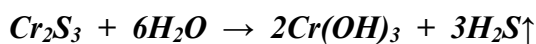
მუავას დამატებით ხსნარში წონასწორობა გადაიხრება მარცხნივ, ხოლო ტუტის დამატებით – მარჯვნივ.

ქრომ(III)-ის ჰიდროქსიდის გახურებისას წარმოიქმნება ქრომ(III)-ის ოქსიდი:

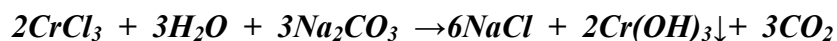


ტუტე ლითონების ქრომიტები არ არიან მდგრადები. თუმცა ბუნებაში გვხვდება მდგრადი ქრომიტები.

KCrO_2 ტიპის მარილები – ქრომიტები – შეგვიძლია განვიხილოთ როგორც მეტაქრომოვანმუავას HCrO_2 მარილები. ეს მარილები, აგრეთვე ისინი, რომელთა შემადგენლობაშიც შედის სამვალენტიანი ქრომის კაციონი, განიცდიან ჰიდროლიზს. ქრომ(III)-ის და სუსტი მუავას მარილები განიცდიან სრულ ჰიდროლიზს:



ქრომ(III)-ის მარილის წყალხსნარისთვის სხვა მარილის დამატება, რომელიც შეიცავს სუსტი მჟავას ანიონს, იწვევს ქრომ(III)-ის ჰიდროქსიდის გამოლექვას:



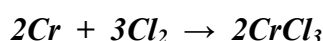
ქრომ(III)-ის ფტორიდი – CrF_3 – პარამაგნიტური მწვანე ფერის კრისტალებია. იხსნება მლღობ მჟავაში და ნაკლებად ხსნადია წყალში. მიიღება მლღობი მჟავას მოქმედებით ქრომ(III)-ის ოქსიდზე, ფტორწყალბადის გატარებით 500-1100°C-მდე გახურებულ ქრომ(III)-ის ქლორიდზე.

წყალხსნარები გამოიყენება აბრეშუმის წარმოებაში, შალის დამუშავებისას, აგრეთვე ეთანის და პროპანის ჰალოგენწარმეების ფტორირებისას.

ქრომ(III)-ის ქლორიდი, ქლორიანი ქრომი, ქლორის ტრიქლორიდი – CrCl_3 – მოყვითალო იისფერი კრისტალებია. უწყლო ქრომ(III)-ის ქლორიდის სინთეზს ახორციელებენ გახურებულ ქრომ(III)-ის ოქსიდზე ქლორის მოქმედებით ნახშირბადის თანაობისას:



ან გავარვარებული ქრომის ურთიერთქმედებით მშრალ ქლორთან:



გახურებისას CrCl_3 დისოცირდება:

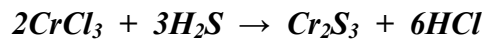


ქრომ(III)-ის ბრომიდი – CrBr_3 – მწვანე ფერის კრისტალებია. 927°C-ზე განიცდის სუბლიმაციას. გაცხელებისას წყალბადი ადადგენს CrBr_2 -მდე. იშლება ტუტის მოქმედებისას, წყალში იხსნება ქრომ(II)-ის მარილების თანაობისას. მიიღება ბრომის ორთქლის მოქმედებით ლითონურ ქრომზე აზოტის თანაობისას.

ქრომ(III)-ის იოდიდი – CrI_3 – მუქი იისფერი კრისტალები, ჩვეულებრივ პირობებში ჰაერზე მდგრადია. 200°C-ზე რეაგირებს ჟანგბადთან იოდის გამოყოფით. წყალში იხსნება ქრომ(II)-ის მარილების თანაობისას. მიიღება იოდის ორთქლის მოქმედებით წითელ ვარვარებამდე გახურებულ ქრომზე.

ქრომ(III)-ის სულფიდი – Cr₂S₃ – შავი ფერის პარამაგნიტური კრისტალებია. არ რეაგირებს მჟავებთან, მაგრამ იუანგება აზოტმჟავით.

ჰიდროლიზის გამო სულფიდის მიღება ქრომ(III)-ის მარილების წყალხსნარებიდან შეუძლებელია. მისი სინთეზი შესაძლებელია უწყლო ქრომ(III)-ის ქლორიდზე მშრალი გოგირდწყალბადის მოქმედებით 600-650°C-ზე:



ქრომ(III)-ის სულფატი – Cr₂(SO₄)₃ – მოწითალო-ყავისფერი კრისტალებია, არ იხსნება ცივ წყალში. >350°C-ზე იშლება Cr₂O(SO₄)₂-მდე, ხოლო >640°C – Cr₂O₃-მდე. ცნობილია კრისტალჰიდრატები შედგენილობით Cr₂(SO₄)₃·nH₂O (n=3,6,9,12,14,15,17,18)

Cr₂(SO₄)₃ (უწყლო)	მოწითალო-ყავისფერი
Cr₂(SO₄)₃·12H₂O	იისფერი
Cr₂(SO₄)₃·15H₂O	მწვანე

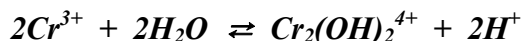
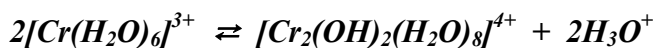
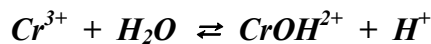
ქრომ(III)-ის სულფატი მიიღება ქრომ(III)-ის ჰიდრატის ან ფეროქრომის ურთიერთქმედებით გოგირდმჟავასთან, მწვანე სულფატი – ქრომ(VI)-ის ოქსიდის აღდგენით.

გამოიყენება როგორც პიგმენტი საღებავების, კერამიკული ნაკეთობების, მწვანე ფერის მეღვინის დასამზადებლად, როგორც ფერმჭერი ღებვისას, მთრიმლადად ტყავის წარმოებაში. ტექნიკურ ლიტერატურაში ხშირად გვხვდება ნარევი Cr(OH)SO₄, Na₂SO₄ ან K₂SO₄-თან – მწვანე ფერის ამორფული წყალში ხსნადი ფხვნილია. გამოიყენება ტყავის წარმოებაში.

ქრომ(III)-ის უწყლო მარილები თავისი თვისებებით და სტრუქტურით მნიშვნელოვნად განსხვავდებიან შესაბამისი კრისტალჰიდრატებისგან. მაგ., CrCl₃ გაცილებით ნელა იხსნება წყალში, ვიდრე შესაბამისი კრისტალჰიდრატი CrCl₃·6H₂O.

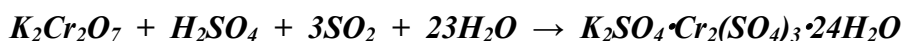
ანალოგიურად, ვარდისფერი Cr₂(SO₄)₃ ცუდად იხსნება წყალში განსხვავებით იასამნისფერი Cr₂(SO₄)₃·18H₂O-გან. წყალხსნარში ქრომ(III)-ის მარილები განიცდიან

ჰიდროლიზს. კერძოდ, ჰიდროქსოაკოკომპლექსების $[Cr(OH)(H_2O)_5]^{2+}$, $[Cr_2(OH)_2(H_2O)_8]^{4+}$ წარმოქმნა შეგვიძლია განვიხილოთ როგორც ქრომ(III)-ის სულფატის, ნიტრატის და ჰალოგენიდების ჰიდროლიზის პირველი საფეხური:



ქრომ(III)-ის სულფატი წარმოქმნის ორმაგ მარილებს – შაბებს – ზოგადი ფორმულით $Me_2^I SO_4 \cdot Cr_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$, სადაც $Me^I - Na, K, Rb, Cs, Tl, NH_4^+$.

შაბის მიღება შეიძლება მაგ., კალიუმის ბიქრომატის აღდგენით გოგირდოვანი ანჰიდრიდით:



KCr(SO₄)₂·12H₂O ან K₂SO₄·Cr₂(SO₄)₃·24H₂O	მუქი მოწითალო იისფერი კრისტალები
	წყალხსნარი – მოწითალო იისფერი
	70°C-ზე მწვანე ფერის

ქრომის შაბები ფართოდ გამოიყენება ტყავის თრიმლებისას.

ქრომ(IV)-ის ნაერთები

ქრომისთვის არ არის დამახასიათებელი ჟანგვითი რიცხვი +4, მაგრამ ცნობილია ჟანგბადნაერთები Cr(IV) და Cr(V), ზოგიერთ მათგანს პრაქტიკული მნიშვნელობაც გააჩნია, მაგ. CrO₂.

ქრომ(IV)-ის ოქსიდი – ქრომის დიოქსიდი – CrO₂ – შავი ფერის ნივთიერებაა, გააჩნია მაღალი ფერომაგნიტური თვისებები. მიიღება CrO₃ გახურებით 400°C-ზე. გამოიყენება ევმის მესხიერების ელემენტების წარმოებაში.

ქრომ(VI)-ის ნაერთები

ქრომ(VI)-ის ოქსიდი – CrO_3 – მუქი წითელი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა. მიიღება კალიუმის ბიქრომატის ~10% ხსნარის ურთიერთქმედებით კონცენტრირებულ გოგირდმჟავასთან:

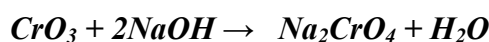
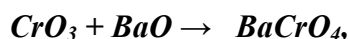


შუალედური პროდუქტის სახით წარმოიქმნება ქრომმჟავა, რომელიც სწრაფად იშლება ქრომ(VI)-ის ოქსიდის წარმოქმნით.

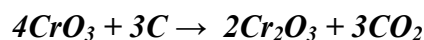
გახურებისას ($T_{\text{გლ}}=197^\circ\text{C}$) ადვილად იშლება:



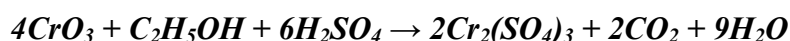
რეაგირებს ფუძეებთან და ფუძე ოქსიდებთან:



ძლიერი მჟანგავია: ადვილად ჟანგავს იოდს, გოგირდს, ფოსფორს, ნახშირბადს, სპირტებს, თვითონ კი აღდგება Cr_2O_3 -მდე. ბევრ მათგანთან რეაგირებს აფეთქებით

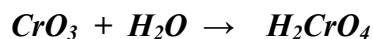


ჟანგავს სპირტებს:



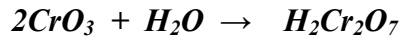
CrO_3 მომწამვლელია!

ქრომ(VI)-ის ოქსიდს ახასიათებს მხოლოდ მჟავა ოქსიდის თვისებები. ადვილად იხსნება წყალში. წყლის ჭარბ რაოდენობაში გახსნისას წარმოქმნის ქრომმჟავას:

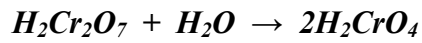


ქრომმჟავა – H_2CrO_4 – თავისუფალი სახით არ არის გამოყოფილი. წყალხსნარში – ძლიერი მჟავაა. CrO_4^{2-} -იონი ყვითელი ფერისაა.

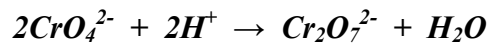
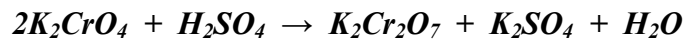
ქრომ(VI)-ის ოქსიდის მაღალი კონცენტრაციის დროს წარმოიქმნება უფრო ძლიერი ბიქრომმჟავა, რომელიც ასევე არსებობს მხოლოდ წყალხსნარში:



განზავებისას ის თავის მხრივ გადადის ქრომმჟავაში:



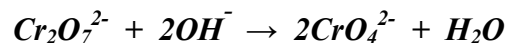
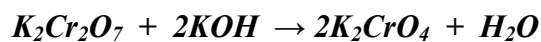
ქრომის მჟავები არსებობენ მხოლოდ წყალხსნარში, თუმცა მათი მარილები მდგრადია. ქრომის მჟავები წარმოქმნიან ორი რიგის მარილებს: **ქრომატებს** – ქრომმჟავას მარილებს და **ბიქრომატებს** – ბიქრომმჟავას მარილებს. ქრომატები შეფერილია ყვითლად (CrO_4^{2-} – ქრომატ-იონის ფერი), ხოლო ბიქრომატები – ნარინჯისფერად ($Cr_2O_7^{2-}$ – ბიქრომატ-იონის ფერი). წყალხსნარში ქრომატ-იონებსა და ბიქრომატ-იონებს შორის არსებობს მოძრავი წონასწორობა. წონასწორობის შეცვლას თან ახლავს ხსნარის ფერის ცვლილებაც. ქრომატები მჟავას დამატებით გარდაიქმნებიან ბიქრომატებად – ხსნარის შეფერილობა იცვლება ყვითელიდან ნარინჯისფერამდე:



ხსნარის შემდგომი შემჟავებისას კონცენტრირებული გოგირდმჟავით შეიმჩნევა ქრომ(III)-ის ოქსიდის მუქი წითელი კრისტალების გამოყოფა:



ტუტე არეში ბიქრომატები გარდაიქმნებიან ქრომატებად, შესაბამისად იცვლება ხსნარის ფერიც – ნარინჯისფერიდან ყვითლამდე:

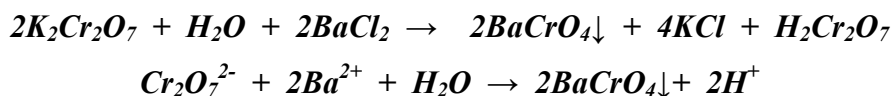


ქრომატების და ბიქრომატების ურთიერთგარდაქმნა შეიძლება გამოვსახოთ ზოგადი სახით:



აქედან ჩანს, რომ ხსნარის შემჟავებისას წონასწორობა გადაიხრება მარჯვნივ, ანუ ბიქრომატ-იონის წარმოქმნისკენ, და პირიქით, ტუტის დამატებით წონასწორობა გადაიხრება მარცხნივ, ანუ ქრომატ-იონის წარმოქმნისკენ. წონასწორობა: ქრომატი \rightleftharpoons ბიქრომატი ($2CrO_4^{2-} + 2H^+ \rightleftharpoons Cr_2O_7^{2-} + H_2O$) გადაიხრება

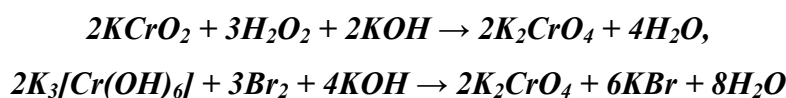
მარცხნივ არამხოლოდ pH ცვლილებისას, არამედ Ba^{2+} , Pb^{2+} და Ag^+ ხსნადი მარილების დამატებითაც, რომლებიც წარმოქმნიან ბიქრომატებთან შედარებით ნაკლებად ხსნად ქრომატებს:



ქრომატები მიიღება CrO_3 -ის შელღობით ფუძე ოქსიდებთან:

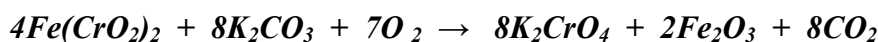


აგრეთვე Cr^{3+} -ის ნაერთების დაუანგვით ტუტე არეში:

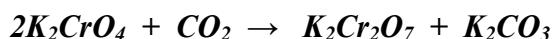


ამ დროს ხსნარის შეფერილობა მწვანედან გადადის ყვითელში.

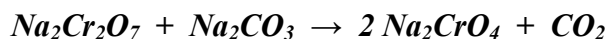
კალიუმის ქრომატი – K_2CrO_4 – ყვითელი ფერის ნივთიერებაა, მიიღება ქრომიანი რკინაქვის შელღობით კალიუმის კარბონატთან $1000-1300^\circ C$ -ზე:



კალიუმის ქრომატი ძლიერი მუანგავია, CO_2 -თან ურთიერთქმედებით წარმოქმნის ბიქრომატს:



ნატრიუმის ქრომატი – Na_2CrO_4 – ყვითელი ფერის ნივთიერებაა, სუფთა ნატრიუმის ქრომატი მიიღება ნატრიუმის ბიქრომატის ურთიერთქმედებით ნატრიუმის ტუტესთან ან ნატრიუმის კარბონატთან:



ქრომატები – K_2CrO_4 , Na_2CrO_4 , $BaCrO_4$, $PbCrO_4$ – გამოიყენება როგორც მინერალური საღებავები. კალიუმის და ნატრიუმის ქრომატები გამოიყენება როგორც მერქნის კონსერვანტი, ქსოვილების ფერმჭერი. ზოგიერთი ლითონის უხსნად ქრომატს ახასიათებს მკვეთრი ფერი, ამიტომ მათ საფუძველზე ამზადებენ საღებავებს:

ყვითელი კრონი – $PbCrO_4$, $ZnCrO_4$, $SrCrO_4$

წითელი ტყვია-მოლიბდენის კრონი – PbCrO₄ და MoCrO₄

ვარდისფერი კრონი – SrCrO₄

კალიუმის ბიქრომატი – **K₂Cr₂O₇** – წითელი ან ნარინჯისფერი კრისტალური ნივთიერებაა, წყალში კარგად ხსნადია. გახურებისას იშლება:

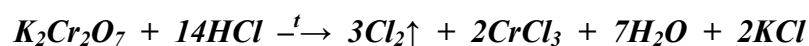


ნატრიუმის ბიქრომატი – **Na₂Cr₂O₇·2H₂O** – ყვითელი ფერის კრისტალებია, ჰაერზე განითხვევა, წყალში კარგად ხსნადია, წყალხსნარებიდან გამოიყოფა კრისტალჰიდრატის სახით.

ნატრიუმის და კალიუმის ბიქრომატებს უწოდებენ ქრომიკებს. ისინი როგორც ძლიერი მუანგველები, გამოიყენებიან ტყავის დამუშავებისას, საღებავების და საფეიქრო წარმოებაში, პიროტექნიკაში, ფოტოგრაფიაში. ქრომის ნარევი – კალიუმის ბიქრომატის 3%-ანი ხსნარი კონცენტრირებულ გოგირდმუავაში – გამოიყენება ქიმიურ ლაბორატორიაში ჭურჭლის სარეცხად.

ამონიუმის ბიქრომატი – **(NH₄)₂Cr₂O₇** – ნარინჯისფერი-წითელი კრისტალებია. მიიღება ამიაკის და ქრომ(III)-ის ოქსიდის ურთიერთქმედებით. გახურებისას ადვილად იშლება. გამოიყენება ლაბორატორიაში ქრომ(III)-ის ოქსიდის მისაღებად.

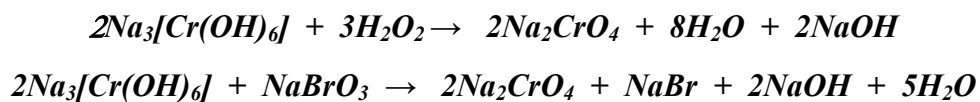
ქრომ(VI)-ის ნაერთები – ძლიერი მუანგველებია, უანგვა-აღდგენითი რეაქციებისას წარმოქმნიან ქრომ(III)-ის ნაერთებს. ქრომის მუავაზე ძლიერი აღმდგენელების მოქმედებით (H₂S, Na₂S, SO₂, Na₂SO₃, FeSO₃, KI) წარმოიქმნება Cr(III)-ის ნაერთები. ქრომმუავასა და ბიქრომმუავას მარილები ასევე ამჟღავნებენ მუანგავის თვისებებს. მაგ., K₂Cr₂O₇ რეაგირებს ქლორწყალბადმუავასთან როგორც აღმდგენელთან:



ამ რეაქციის გამოყენება შესაძლებელია მოლეკულური ქლორის მისაღებად. მაგრამ, თუ მარილმუავას შევცვლით რომელიმე ტუტე ლითონის მარილით, მაგ.,

ნატრიუმის ქლორიდით, რეაქცია არ მიმდინარეობს. ქლორის გამოყოფა მიმდინარეობს მხოლოდ მჟავა არეში.

ქრომ(III)-ის ნაერთები ტუტე არეში ძლიერი აღმდგენელებია. სხვადასხვა მჟანგველების მოქმედებით, როგორცაა Cl_2 , Br_2 , H_2O_2 , KMnO_4 – წარმოიქმნება ქრომ(VI)-ის ნაერთები:



ძლიერ მჟანგველებს (KMnO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$) მჟავა არეში ქრომ(III)-ის ნაერთები გადაჰყავთ ბიქრომატებში:



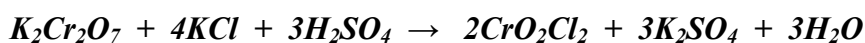
ქრომ(VI)-ის ნაერთების უანგვითი თვისებები საკმაოდ მაღალია. მაგ., CrO_3 იწვის ეთანოლის არეში:



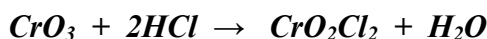
ქიმიურ ლაბორატორიებში ქიმიური ჭურჭლის გასარეცხად გამოიყენება ქრომის ნარევი („ქრომპიკი“). ნარევი შედგება ორი მოცულობა $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ნაჯერი ხსნარისა და ერთი მოცულობა კონცენტრირებული H_2SO_4 -გან. ძლიერი მჟანგავის CrO_3 -ის არსებობით აიხსნება ის, რომ ნარევს აქვს უნარი სინჯარის მინაზე ზედაპირს მოაცილოს ორგანული ნარჩენები, რის შედეგადაც ქიმიური ჭურჭელი ქრომპიკის ხსნარით დამუშავების შემდეგ არის იდეალურად სუფთა.

ფტორიანი ქრომილი – CrO_2F_2 – მოწითალო-ყავისფერი აირადი ნივთიერებაა, $29,6^\circ\text{C}$ -მდე გაცივებისას წარმოქმნის იისფერ-წითელ კრისტალებს. წყალთან ურთიერთქმედებისას განიცდის ჰიდროლიზს. მიიღება კონც. გოგირდმჟავას მოქმედებით კალციუმის ფტორიდის და ტყვიის ქრომატის ნარევეზე.

ქლორიანი ქრომილი – CrO_2Cl_2 – წითელი ფერის დიამაგნიტური სითხეა, $T_{\text{დ.უღ}}=117^\circ\text{C}$. მდგრადია სიბნელეში, ტენიან ჰაერზე ბოლავს ჰიდროლიზის შედეგად. მიიღება ქრომატის ან ბიქრომატის ურთიერთქმედებით ტუტე ლითონების ქლორიდებთან მჟავა არეში:

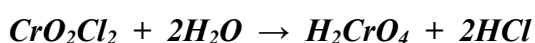


ან ქრომ(VI)-ის ოქსიდის ურთიერთქმედებით ქლორწყალბადთან:



რეაქციის შედეგად მიიღება მოწითალო-ყავისფერი სითხე, რომელსაც გამოსდიან მინარეგებისგან გასასუფთავებლად.

ქლორიანი ქრომილი სიბნელეში მდგრადი ნივთიერებაა, ძლიერი მუანგველია, წყალთან ურთიერთქმედებისას განიცდის ჰიდროლიზს ორი მუავას – ქრომის და მარილმუავას წარმოქმნით:



დი- და ტრიჰალოგენიდები – შეფერილი ნაერთებია მაღალი ღვობის ტემპერატურით. ქრომ(III)-ის ჰალოგენიდები, ქრომ(II)-ის ჰალოგენიდებისგან განსხვავებით, აქროლადი ნივთიერებებია. რაც შეეხება Cr(VI)-ს, ის წარმოქმნის არა ჰექსაჰალოგენიდებს, არამედ ოქსოჰალოგენიდებს, რომლებიც წარმოადგენენ კრისტალურ ნივთიერებებს შედარებით დაბალი ღვობის ტემპერატურით.

ზექრომმუავა და პერქრომატები

ქრომატებზე ან ბიქრომატებზე წყალბადის პეროქსიდის მოქმედებით მუავა არეში მიიღება სხვადასხვა შედგენილობის ზექრომმუავები ან პერქრომატები.

პერქრომატები წარმოქმნიან ორ რიგს:

პერქრომატები	
ღურჯი	წითელი
$\text{M}_3 \text{I}[\text{Cr}_2\text{O}_{12}]$	$\text{M}_3 \text{I}[\text{CrO}_8]$

შესაბამისი მუავები თავისუფალი სახით გამოყოფილი არ არის. გარდა პერქრომატებისა, ცნობილია ქრომის ღურჯი პეროქსიდი CrO_5 , რომელიც მიიღება ხსნარის სახით და თავისუფალი სახით ცნობილი არ არის.

ღურჯი ფერის პერქრომატის ხსნარი მიიღება წყალბადის პეროქსიდის მოქმედებით ქრომმუავაზე დაბალ ტემპერატურაზე. წყალხსნარიდან მათი გამოყოფა ხდება ექსტრაქციით – პერქრომატის შენჯღრევით ეთერთან.

მოლიბდენი და ვოლფრამი

ბუნებაში გავრცელება

მოლიბდენი და ვოლფრამი მიეკუთვნებიან გავრცელებულ ელემენტთა რიცხვს. გვხვდებიან მხოლოდ ნაერთების სახით:

მოლიბდენიტი – MoS_2 ,

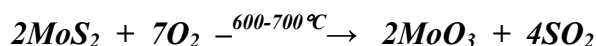
შეელიტი – CaWO_4 ,

ვოლფრამიტი – $(\text{Fe},\text{Mn})\text{WO}_4$.

მიღების ხერხები

წარმოებაში მოლიბდენის და ვოლფრამის მისაღებად გამოიყენება მინერალები მოლიბდენიტი MoS_2 და შეელიტი CaWO_4 . ვინაიდან მათი შემცველი მადნები მცირე რაოდენობით შეიცავენ მოლიბდენს და ვოლფრამს, ახდენენ მადნების გამდიდრებას, ყველაზე ხშირად ფლოტაციით.

მოლიბდენის მისაღებად გამდიდრებულ მოლიბდენის მადანს (70% MoS_2) გამოწვავენ:



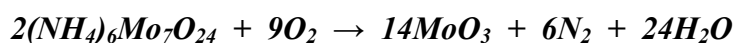
მიღებულ MoO_3 -ს ასუფთავებენ აქროლებით ($900-1100^\circ\text{C}$) და შემდგომი გასუფთავების მიზნით ხსნიან ამიაკის წყალხსნარში (წარმოიქმნება ამონიუმის პარამოლიბდატი):



ამონიუმის პარამოლიბდატის ხსნარს შეამჟავებენ და გამოყოფენ მოლიბდენმჟავას:



მოლიბდენმჟავას თერმოლიზით უანგბადის თანაობისას მიიღება მაღალი სისუფთავის მოლიბდენის ანჰიდრიდი, მისგან კი - ლითონური მოლიბდენი:



ვოლფრამის მისაღებად გამოიყენება მსგავსი პროცედურა შეელიტის გამოყენებით.

საბოლოო სტადიაზე ლითონური მოლიბდენის და ვოლფრამის მისაღებად მათ ტრიოქსიდებს ადადგენენ წყალბადით.

წყალბადით აღდგენისას მოლიბდენი და ვოლფრამი მიიღება ფხვნილის სახით.

ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

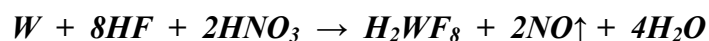
რიგში Cr-W შეიმჩნევა ღღობის და დუდილის ტემპერატურის ზრდა. იზრდება აგრეთვე ლითონების სიმკვრივე რიგში Cr-W. ვოლფრამი წარმოადგენს ერთ-ერთ ყველაზე მძიმე ლითონს.

ქრომის ქვეჯგუფის ლითონები გამოირჩევიან სიმაგრით. მაგრამ აღნიშნული ლითონების სიმაგრეზე დიდ გავლენას ახდენს მინარეკები.

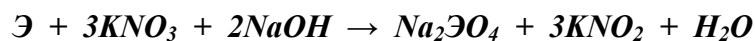
მოლიბდენი – ვერცხლისებრ-თეთრი ლითონია ($\rho=10,2$ გ/სმ³), ღღობის ტემპერატურა 2620°C.

ვოლფრამი – თეთრი ფერის ლითონია, მძიმე ($\rho=19,3$ გ/სმ³), მისი ღღობის ტემპერატურა (~3400°C) აღემატება ყველა სხვა ცნობილი ლითონის ღღობის ტემპერატურას. ჰაერზე იჟანგება ვარვარების ტემპერატურაზე.

ძაბვათა მწკრივში მოლიბდენი და ვოლფრამი დგანან წყალბადის მარცხნივ, მაგრამ თითქმის არ რეაგირებენ მარილმჟავასთან და გოგირდმჟავასთან. მათი ინერტულობა აიხსნება დამცავი ოქსიდური შრით, რომელიც იცავს მათ მჟავას შემდგომი მოქმედებისგან. აზოტმჟავას მოლიბდენი გადაჰყავს პასიურ მდგომარეობაში, ხოლო აზოტმჟავას და ფტორწყალბადმჟავას (ან მარილმჟავას) ნარევეთან მოლიბდენი და ვოლფრამი შედარებით ადვილად რეაგირებენ:



ტუტეებთან მოლიბდენი და ვოლფრამი რეაქციაში არ შედიან, მაგრამ ნატრიუმის ტუტის და კალიუმის ნიტრატის ნარევეთან წარმოქმნიან მოლიბდატებს და ვოლფრამატებს:



სადაც $\Theta = Mo, W$.

უანგბადთან მოლიბდენი და ვოლფრამი რეაგირებენ 600°C -ზე ოქსიდების MoO_3 და WO_3 წარმოქმნით. ჰალოგენები და სხვა არალითონები Mo და W-თან რეაგირებენ გაცხელებით. გოგირდთან Mo და W წარმოქმნიან სულფიდებს MoS_2 და WS_2 , ნახშირბადთან – კარბიდებს (MoC და WC).

მოლიბდენი გამოიყენება მაღალტემპერატურული ღუმელების, ვაკუუმური ღუმელების თბოდაძეგავი ეკრანების დასამზადებლად.

წარმოებული მოლიბდენის 80% გამოიყენება სპეციალური შენადნობების მისაღებად, შედის უუანგავი ფოლადის შემადგენლობაში. მოლიბდენის და ტანტალის შენადნობისგან ამზადებენ ლაბორატორიულ ჭურჭელს, რომელიც ცვლის პლატინის ჭურჭელს.

ვოლფრამის ძირითადი მომხმარებელია მეტალურგია. სწრაფმჭრელი ინსტრუმენტული ფოლადი შეიცავს 20% ვოლფრამს და გააჩნია თვითწრობის უნარი. ასეთი ფოლადი არ კარგავს სიმტკიცეს წითელ ვარვარებამდე გახურებისას.

ვართოდ გამოიყენება აგრეთვე ქრომოვოლფრამის ფოლადი (1–6% ვოლფრამი და 2% ქრომი). როგორც ყველაზე ძნელდნობადი ლითონი, ვოლფრამი გამოიყენება თერმომდგრადი შენადნობების წარმოებაში. კერძოდ, მისი შენადნობები კობალტთან და ქრომთან – სტელიტები – გამოირჩევიან მაღალი თერმომდგრადობით, ცვეთამედეგობით და სიმაგრით.

ჰალოგენები და სხვა არალითონები რეაგირებენ მოლიბდენტთან და ვოლფრამთან გაცხელებით; გოგირდთან წარმოქმნიან დისულფიდებს, ნახშირბადთან – კარბიდებს.

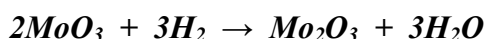
მოლიბდენ(II)-ის და ვოლფრამ(II)-ის ნაერთები

ორვალენტიანი მოლიბდენის ნაერთებიდან ცნობილია მხოლოდ მოლიბდენ(II)-ის ქლორიდი – MoCl_2 – ყვითელი ფერის კრისტალური, წყალში უხსნადი ნივთიერება. კარგად იხსნება ეთერსა და სპირტში.

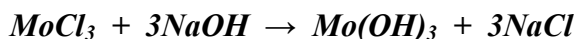
ცნობილია ორვალენტიანი ვოლფრამის ჰალოგენიდები – WCl_2 , WBr_2 , WJ_2 – ძლიერი აღმდგენელებია, რეაგირებენ წყალთან წყალბადის გამოყოფით.

მოლიბდენ(III)-ის და ვოლფრამ(III)-ის ნაერთები

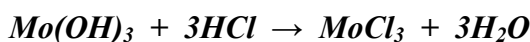
მოლიბდენ(III)-ის ოქსიდი – Mo_2O_3 – მოლიბდენისთვის სამვალენტოანი მდგომარეობა არ არის დამახასიათებელი და მისი შესაბამისი ნაერთები არამდგრადია. მოლიბდენ(III)-ის ოქსიდი – შავი ფერის წყალში უხსნადი ნივთიერება – მიიღება მოლიბდენ(VI)-ის ოქსიდის აღდგენით:



მოლიბდენ(III)-ის ჰიდროქსიდი – $\text{Mo}(\text{OH})_3$ – მოშავო-ყავისფერი ამორფული ნივთიერებაა, მცირედ ხსნადია წყალსა და მინერალურ მჟავებში. ტუტე არეში შლის წყალს წყალბადის გამოყოფით. მიიღება მოლიბდენ(III)-ის ნაერთებზე ტუტეების მოქმედებით ან ამონიუმის მოლიბდატის წყალბადით აღდგენისას:



მოლიბდენ(III)-ის ჰიდროქსიდი ამჟღავნებს ამფოტერულ თვისებებს:



გახურებისას იშლება მოლიბდენ(III)-ის ოქსიდის წარმოქმნით:



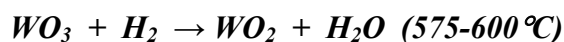
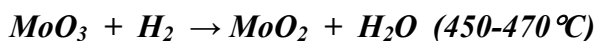
მოლიბდენ(III)-ის ფტორიდი – MoF_3 – ვარდისფერი მყარი ნივთიერება, მდგრადია ჩვეულებრივ პირობებში. ტენიან ჰაერზე გაცხელებისას გარდაიქმნება MoO_3 და HF . გაცხელებისას წყალბადი აღადგენს ლითონურ მოლიბდენამდე. მიიღება მოლიბდენ(III)-ის ბრომიდის გაცხელებით მშრალ ფტორწყალბადთან.

მოლიბდენ(III)-ის ქლორიდი – MoCl_3 – აგურისფერი-წითელი ნემსისებრი კრისტალებია. მცირედ ხსნადია წყალში, იხსნება გოგირდმჟავაში; პარამაგნიტურია. ჰაერზე თანდათანობით წარმოქმნის ოქსიქლორიდს MoOCl .

სამვალენტოანი ვოლფრამის ქლორიდები თავისუფალი სახით გამოყოფილი არ არის. ცნობილია მისი ორმაგი მარილები მაგ., $2\text{WCl}_3 \cdot 3\text{KCl}$. ორმაგი მარილები დამახასიათებელია აგრეთვე მოლიბდენ(III)-ისთვისაც – $\text{MoCl}_3 \cdot 3\text{KCl}$ (წითელი) და $\text{MoF}_3 \cdot \text{KF} \cdot \text{H}_2\text{O}$ (იისფერი).

მოლიბდენ(IV)-ის და ვოლფრამ(IV)-ის ნაერთები

მოლიბდენის და ვოლფრამის დიოქსიდები MoO_2 და WO_2 – მიიღებიან MoO_3 და WO_3 წყალბადით აღდგენისას



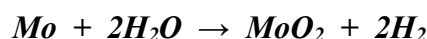
ან მათი და შესაბამისი ლითონის ნარევის გაცხელებით ვაკუუმში:



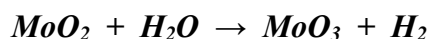
მოლიბდენის და ვოლფრამის დიოქსიდები საკმაოდ მდგრადებია. MoO_2 მხოლოდ 1000°C -ზე დისპროპორცირებს, იშლება MoO_3 და Mo , ხოლო WO_2 ლღვება დაშლის გარეშე 1270°C -ზე.

მოლიბდენ(IV)-ის ოქსიდი – MoO_2 – რუხი ამორფული ფხვნილია ან იისფერი პარამაგნიტური კრისტალებია. ჰაერზე მდგრადია, ვაკუუმში 1100°C -ზე განიცდის სუბლიმაციას. ახასიათებს ნახევარგამტარის თვისებები. მიიღება მოლიბდენ(VI)-ის ოქსიდის აღდგენისას. წყალში არ იხსნება, ძნელად რეაგირებს მჟავებთან, ამჟღავნებს სუსტ ფუძე თვისებებს. გაცხელებისას იჟანგება MoO_3 -მდე.

მაღალ ტემპერატურაზე (800°C) მოლიბდენი რეაგირებს წყლის ორთქლთან მოლიბდენ(IV)-ის ოქსიდის წარმოქმნით



რომელიც შემდგომი გახურებით გარდაიქმნება მოლიბდენ(VI)-ის ოქსიდად:



ვოლფრამ(IV)-ის ოქსიდი – WO_2 – წვრილი ტეტრაგონალური ყავისფერი კრისტალებია. მდგრადია ჰაერზე. მცირედ ხსნადია წყალში, გაცხელებით იხსნება მინერალურ მჟავებსა და ტუტეებში. მიიღება ვოლფრამ(VI)-ის ოქსიდის ლითონური ვოლფრამით 1000°C -ზე აღდგენისას.

მოლიბდენ(IV)-ის და ვოლფრამ(IV)-ის ჰალოგენიდები

მოლიბდენ(IV)-ის ქლორიდი – MoCl_4 - ყავისფერი ფხვნილისებური ნივთიერებაა. ჰაერზე განითხევა, ადვილად განიცდის სუბლიმაციას. მგრძობიარეა ჰაერის, შუქის და ტენის მიმართ. მიიღება მოლიბდენ(IV)-ის ოქსიდის ურთიერთქმედებით ქლორთან.

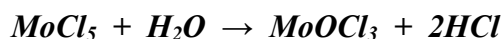
ვოლფრამ(IV)-ის ფტორიდი – WF_4 – ჰიგროსკოპული მოწითალო-ყავისფერი მყარი ნივთიერებაა. წყალხსნარში განიცდის ჰიდროლიზს, მჟავა არეში იჟანგება ვოლფრამ (VI)-ის ოქსიდის წარმოქმნით. 800°C -ზე ვაკუუმში იშლება.

ვოლფრამ(IV)-ის ქლორიდი – WCl_4 – ჰიგროსკოპული, ძნელდობადი არააქროლადი, რუხი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა. წყალთან ურთიერთქმედებისას განიცდის ჰიდროლიზს. მიიღება CCl_4 -ის ურთიერთქმედებით ვოლფრამ (VI)-ის ოქსიდზე 250°C -ზე.

მოლიბდენ(V)-ის და ვოლფრამ(V)-ის ნაერთები

მოლიბდენ(V)-ის ოქსიდი – Mo_2O_5 – მუქი-იისფერი ფხვნილისებური ნივთიერებაა. მიიღება მოლიბდენ(V)-ის ჰიდროქსიდის დეჰიდრატაციით CO_2 -ის თანაობისას.

მოლიბდენ(V)-ის ქლორიდი – MoCl_5 – შავი ფერის კრისტალებია, ჰაერზე განითხევა. პარამგნიტურია. იხსნება ორგანულ გამხსნელებში, წყალთან შეხებისას განიცდის ჰიდროლიზს და გარდაიქმნება მოლიბდენის ოქსიქლორიდად MoOCl_3 :



აზოტმჟავის და კონც. გოგირდმჟავის მოქმედებისას მოლიბდენმჟავამდე იჟანგება.

მოლიბდენის ოქსიქლორიდი ტუტე ლითონების ჰალოგენებთან წარმოქმნის ორმაგ მარილებს – $\text{MoOCl}_3 \cdot 2\text{KCl}$.

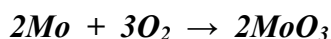
ვოლფრამ(V)-ის ქლორიდი – WCl_5 - მუქი მწვანე ფერის ნემსისებური ძლიერ ჰიგროსკოპული კრისტალებია. მიიღება მშრალი ქლორის მოქმედებით ლითონურ მოლიბდენზე $650-700^\circ\text{C}$.

ვოლფრამ(V)-ის ბრომიდი – WBr_5 - შავი ფერის ნემსისებური ჰიგროსკოპული კრისტალებია. ტენიან ჰაერზე ან ცივ წყალთან ურთიერთქმედებისას განიცდის

ჰიდროლის. ძლიერი გაცხელებისას წყალბადი ადადგენს მას ლითონურ ვოლფრამამდე.

მოლიბდენ(VI)-ის და ვოლფრამ(VI)-ის ნაერთები

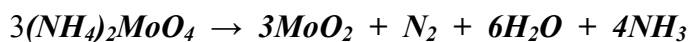
მოლიბდენის და ვოლფრამის ანჰიდრიდები მიიღება ლითონის გაცხელებით ჰაერზე ან ჟანგბადის არეში 600°C-ზე:



ლაბორატორიაში მათი მიღება შესაძლებელია ამონიუმის მოლიბდატის ან ვოლფრამატის გაცხელებით ჟანგბადის არეში:



ჟანგბადის გარეშე ხორციელდება MoO₃-ის ნაწილობრივი აღდგენა:



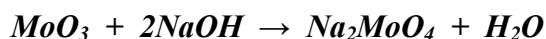
მოლიბდენის და ვოლფრამის ტრიოქსიდების აღდგენა შეიძლება მხოლოდ ისეთი ძლიერი აღმდგენელით, როგორცაა წყალბადი. ტემპერატურაზე დამოკიდებულებით წარმოიქმნება შესაბამისი ლითონების სხვადასხვა ოქსიდები ან ლითონი თავისუფალ მდგომარეობაში.

მოლიბდენ(VI)-ის ოქსიდი – MoO₃ – ყვითელი ფერის ფხვნილისებური ნივთიერებაა, ლღობის ტემპერატურაა 791°C, მდგრადია. მიიღება მოლიბდენის, მისი სულფიდის ან სხვა ნაერთების გახურებით ჰაერზე.

მცირედ იხსნება წყალში უხსნადი მოლიბდენმჟავას წარმოქმნით:



ადვილად იხსნება ტუტეებში, ამიაკში, რომლებთანაც წარმოქმნის მოლიბდატებს. მათი ზოგადი ფორმულაა Me₂^IMoO₄:

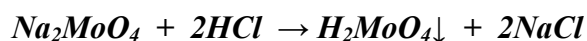


მოლიბდენ(VI)-ის ოქსიდი შეგვიძლია წარმოვიდგინოთ, როგორც მოლიბდენმჟავას H₂MoO₄ ანჰიდრიდი. მოლიბდენმჟავას გაცხელებით ადვილად

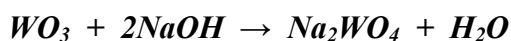
მიიღება MoO_3 , მაგრამ მოლიბდენმჟავას მიღება შეუძლებელია MoO_3 და H_2O ურთიერთქმედებით.

მოლიბდატების აზოტმჟავათი დამუშავებისას მიიღება ნაკლებად ხსნადი მოლიბდენმჟავა $\text{H}_2\text{MoO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – ყვითელი ფერის კრისტალური ნივთიერება. გახურებისას ის კარგავს წყალს და წარმოიქმნება უწყლო მოლიბდენმჟავა H_2MoO_4 – თეთრი ფერის კრისტალური ნივთიერება.

მოლიბდენმჟავა იხსნება მლღობ მჟავაში, კონც. გოგირდმჟავაში და მარილმჟავაში. მცირედ ხსნადია სხვა მინერალურ მჟავებში. სავარაუდოდ, მარილმჟავაში ხსნადობა აიხსნება კოლოიდური ხსნარის წარმოქმნით, რასაც თან ახლავს ჰიდრატაცია. რამოდენიმე დღით დაყოვნების შემდეგ ხსნარიდან გამოიყოფა ყვითელი ფერის ნალექი H_2MoO_4 – მიმდინარეობს კოლოიდის კოაგულაცია:



ვოლფრამ(VI)-ის ოქსიდი – WO_3 – ღია ყვითელი ფერის ფხვნილისებური ნივთიერებაა. მიიღება ლითონური ვოლფრამის გახურებით ჰაერზე. უმნიშვნელოდ იხსნება წყალში, მინერალური მჟავებიდან იხსნება მხოლოდ მლღობ მჟავაში. კარგად იხსნება ტუტეებში ვოლფრამმჟავას მარილების – ვოლფრამატების – წარმოქმნით:



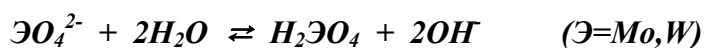
ვოლფრამატების ზოგადი ფორმულაა $\text{Me}_2^{\text{I}}\text{O} \cdot \text{WO}_3$ ან $\text{Me}_2^{\text{I}}\text{WO}_4$, მეტავოლფრამატების – $\text{Me}_2\text{O} \cdot 4\text{WO}_2$, პარავოლფრამატების – $5\text{Me}_2\text{O} \cdot 12\text{WO}_3$.

მოლიბდენმჟავა და ვოლფრამმჟავა მიეკუთვნებიან სუსტ მჟავებს.

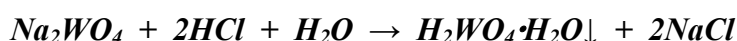
მოლიბდენმჟავა		ვოლფრამმჟავა	
$H_2MoO_4 \cdot H_2O$	ყვითელი კრისტალები	H_2WO_4	ყვითელი ფერის ნალექი
H_2MoO_4	ნემსისებრი თეთრი კრისტალები		
მოლიბდატები		ვოლფრამატები	
$Me_2^I MoO_4$:	$Me_2^I O \cdot WO_3$ ან $Me_2^I WO_4$		
		მეტავოლფრამატები $Me_2O \cdot 4WO_2$	პარავოლფრამატები $5Me_2O \cdot 12WO_3$

ვოლფრამის ნაერთების აღდგენით მიიღება ცვალებადი შედგენილობის ნაერთები ზოგადი ფორმულით $M_2O \cdot W_2O_5 \cdot nWO_3$, სადაც $n = 2-6$. თავისი ღამაში ფერის გამო მათ ამსგავსებენ ბრინჯაოს, ამიტომ უწოდებენ ვოლფრამის ბრინჯაოს. მასზე არ მოქმედებენ ძლიერი მჟავები და ტუტეები, რის გამოც ვოლფრამის ბრინჯაო ფართოდ გამოიყენება ლითონების დასაფარად საღებავის სახით.

როგორც ზემოთ აღვნიშნეთ, მოლიბდენის და ვოლფრამის ტრიოქსიდები იხსნებიან ტუტეში მოლიბდატების და ვოლფრამატების წარმოქმნით. მოლიბდენმჟავა და ვოლფრამმჟავა სუსტი მჟავებია, რაშიც შეიძლება დავრწმუნდეთ იმით, რომ მათი მარილები ადვილად განიცდიან ჰიდროლიზს



იმისთვის, რომ ჰიდროლიზი წავიდეს ბოლომდე, საჭიროა ვოლფრამატის ან მოლიბდატის ხსნარებს დაუმატოთ ძლიერი მინერალური მჟავა:



ნატრიუმის ვოლფრამატის ხსნარიდან ხდება ნალექის გამოყოფა – ვოლფრამმჟავას თეთრი ჰიდრატის $H_2WO_4 \cdot H_2O$. გაცხელებისას ან დაყოვნებისას ნალექი კარგავს ჰიდრატულ წყალს ყვითელი ფერის უწყლო ვოლფრამმჟავას

წარმოქმნით H_2WO_4 . მინერალური მუავას ჭარბ რაოდენობაში H_2WO_4 არ იხსნება, ხსნარში გადადის ტუტის მოქმედებით.

თავისუფალი სახით მოლიბდენმუავა და ვოლფრამმუავა არ არსებობენ, ისინი წარმოადგენენ ჰიდრატებს $MoO_3 \cdot H_2O$ და $WO_3 \cdot H_2O$.

მოლიბდატების ნაჯერ ხსნარზე 3%-ანი წყალბადის პეროქსიდის მოქმედებით მიიღება პერმოლიბდატი $Me_2^I[MoO_8]$, რომელიც ოთახის ტემპერატურაზე წყალხსნარში იშლება.

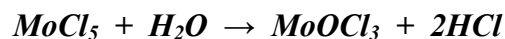
ნატრიუმის ვოლფრამატი – Na_2WO_4 - უფერო კრისტალებია, იხსნება წყალში. $110^\circ C$ -ზე წყალბადი აღადგენს ლითონურ ვოლფრამამდე.

კალიუმის ვოლფრამატი – K_2WO_4 - უფერო კრისტალებია, ჰაერზე განითხევა. იხსნება წყალში. მიიღება ვოლფრამ(VI)-ის ოქსიდის შეღებობით კალიუმის კარბონატთან.

მოლიბდენ(VI)-ის და ვოლფრამ(VI)-ის ჰალოგენიდები

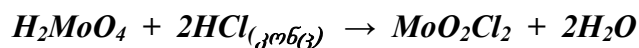
Ehal_6 – ტიპის ჰალოგენიდებს მოლიბდენი, ვოლფრამისგან განსხვავებით წარმოქმნის მხოლოდ ფტორთან – MoF_6 ($\text{E} = Mo, W$).

მოლიბდენის და ვოლფრამის სხვა უწყლო ჰალოგენიდები ტენიან ჰაერზე განიცდიან ჰიდროლიზს სხვადასხვა ოქსიჰალოგენიდების წარმოქმნით:

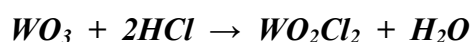


გახურებისას განიცდიან სუბლიმაციას.

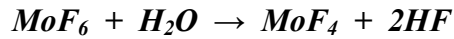
მოლიბდენის ოქსიჰალოგენიდების წყალხსნარების მიღება შეიძლება მხოლოდ ძლიერ მუავა არეში



H_2WO_4 მარილმუავაში არ იხსნება, ამიტომ ანალოგიური ოქსიჰალოგენიდი მიიღება აირადი HCl -ის მოქმედებით ვოლფრამ(VI)-ის ოქსიდზე:



მოლიბდენ(VI)-ის ფტორიდი – MoF_6 – უფერო კრისტალებია, ლღობის ტემპერატურა $17,5^\circ C$. იხსნება ტუტეში და ამიაკში. წყალთან ურთიერთქმედებისას განიცდის ჰიდროლიზს ოქსიფტორიდის წარმოქმნით:



მიიღება ფტორის უშუალო ურთიერთქმედებით ლითონურ მოლიბდენთან 60°C-ზე.

ვოლფრამ(VI)-ის ფტორიდი – WF_6 – უფერო აირია, ჰაერზე ბოლავს. განიცდის ჰიდროლიზს, იხსნება ტუტეებში. შლის მინას, ხსნის ლითონებს, გარდა ოქროსი და პლატინისა.

ვოლფრამ(VI)-ის ქლორიდი – WCl_6 – იისფერი კრისტალებია, იხსნება ორგანულ გამხსნელებში. ტენიან ჰაერზე განიცდის ჰიდროლიზს. მიიღება მშრალი ქლორის გატარებით ფხვნილისებურ ვოლფრამზე.

ვოლფრამ(VI)-ის ოქსიტეტრაქლორიდი – WOCl_4 – წითელი ფერის ნემსისებრი კრისტალებია, იხსნება გოგირდნახშირბადში. განიცდის ჰიდროლიზს. წყალბადი აღადგენს თავისუფალ მდგომარეობამდე. მიიღება ქლორის მოქმედებით ვოლფრამზე ჟანგბადის ან წყლის თანაობისას.

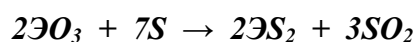
ვოლფრამ(VI)-ის დიოქსიდიქლორიდი – WO_2Cl_2 – ყვითელი ფერის კრისტალებია, მცირედ ხსნადია სპირტში. განიცდის ჰიდროლიზს, იხსნება ტუტეებში. წყალბადი გაცხელებით აღადგენს. მიიღება ქლორის გატარებით გახურებულ ვოლფრამ(VI)-ის ოქსიდზე.

ვოლფრამ(VI)-ის ბრომიდი – WBr_6 – შავი ფერის ნემსისებური კრისტალებია, იხსნება ორგანულ გამხსნელებში. იშლება წლის მოქმედებით ან 400°C-ზე გაცხელებით. მიიღება ბრომის გატარებით ფხვნილისებურ ვოლფრამზე 600°C.

მოლიბდენის და ვოლფრამის სულფიდები

მოლიბდენ(III)-ის სულფიდი – Mo_2S_3 – მიიღება მოლიბდენის დისულფიდის გახურებით დახშულ არეში.

მოლიბდენ(IV)-ის და ვოლფრამ(IV)-ის სულფიდები MS_2 ($\text{M}=\text{Mo}, \text{W}$) – დისულფიდები მიიღება მარტივი ნივთიერებების სტექიომეტრიული რაოდენობების გახურებით ინერტულ ატმოსფეროში ან SO_3 -ის შეღდობით გოგირდის ჭარბ რაოდენობასთან პოტაშის თანაობისას:



სულფიდებიდან მოლიბდენის დისულფიდი თერმულად ყველაზე მდგრადია; სხვა შედგენილობის სულფიდები გადადიან დისულფიდში ვაკუუმში

გაცხელებისას. მოლიბდენი ბუნებაში გვხვდება ძირითადად მინერალ მოლიბდენიტის სახით MoS_2 .

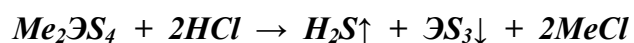
მოლიბდენის დისულფიდი ქიმიურად ინერტულია და იხსნება მხოლოდ გაცხელებით მჟავებში, რომლებიც წარმოადგენენ ძლიერ მჟანგავს (სამეფო წყალი, H_2SO_4 კონც). უანგბადის ან ქლორის არეში დაწვისას წარმოიქმნება შესაბამისად MoO_3 და MoCl_5 .

მოლიბდენ(VI)-ის სულფიდი MoS_3 მიიღება მოლიბდატის ($\text{Me}_2[\text{MoO}_4]$) ხსნარზე გოგირდწყალბადის მოქმედებით.

მოლიბდენის დისულფიდს შრეოვანი სტრუქტურა გააჩნია – შრეები შედგება გოგირდისა და მოლიბდენისგან წარმოქმნილი ექვსწევრიანი ციკლებისგან. კავშირი ფენებს შორის სუსტია, რითაც მოლიბდენის დიოქსიდი ემსგავსება გრაფიტს და ტყვიას. ეს თვისება უდევს საფუძვლად მის გამოყენებას. მოლიბდენის დისულფიდი გამოიყენება, როგორც საპოხი მასალის კომპონენტი საკისრებში მისი ხახუნის დაბალი კოეფიციენტის გამო.

ვოლფრამ(IV)-ის სულფიდი – WS_2 – პარამაგნიტური მუქი-რუხი ფერის კრისტალური ნივთიერება. 1200°C -ზე ვაკუუმში განიცდის დისოციაციას. წყალში მცირედ ხსნადია. იხსნება აზოტმჟავასა და ფტორწყალბადმჟავას ნარევეში. მიიღება ვოლფრამის და გოგირდის უშუალო ურთიერთქმედებით $800-900^\circ\text{C}$ -ზე.

მოლიბდენ(VI)-ის და ვოლფრამ(VI)-ის სულფიდები – MoS_3 და WS_3 – მიიღება ჰიდრატირებულ მდგომარეობაში თიომოლიბდატების ან თიოვოლფრამატების Me_2MS_4 (სადაც $\text{M} = \text{Mo}$ ან W , Me -ტუტე ლითონია) ურთიერთქმედებით მარილმჟავასთან. თავის მხრივ თიომარილი მიიღება შესაბამის მოლიბდატზე ან ვოლფრამატზე Me_2MO_4 კალიუმის ან ამონიუმის სულფატის მოქმედებით:



გამოიყოფა ყავისფერი ნალექი (მოლიბდენ(VI)-ის ან ვოლფრამ(VI)-ის სულფიდი) და გოგირდწყალბადი. ახლად გამოლექილი ტრისულფიდები ადვილად იხსნებიან ამონიუმის სულფიდის ჭარბ რაოდენობაში თიომარილების წარმოქმნით:



მოლიბდენ(VI)-ის სულფიდი – MoS₃ – რუხი ფერის ნემსისებრი კრისტალებია. ძლიერი გაცხელებისას იშლება გოგირდის და მოლიბდენის წარმოქმნით. არ იხსნება წყალსა და განზავებულ მუაგებში, მაგრამ იუანგება კონც. აზოტმუაგით. ადვილად იხსნება ტუტეებში, ამიაკსა და კარბონატების წყალხსნარებში მოლიბდატების წარმოქმნით. მიიღება მოლიბდენის და გოგირდის ურთიერთქმედებით 1100°C-ზე.

ვოლფრამის კარბიდები

ვოლფრამი ნახშირბადთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის ორ კარბიდს: **W₂C** და **WC**. ისინი გამოირჩევიან მაღალი მექანიკური სიმაგრით, რითაც ჩამოუვარდებიან მხოლოდ ალმასს. ქიმიურად მდგრადებია. WC მიიღება ვოლფრამის ფხვნილის და ჭვარტლის გახურებით 1500°C ელექტროლუმელებში. 2600°C-ზე გახურებისას იშლება:



პერიოდული სისტემის VI ჯგუფის d-ელემენტების ბიოლოგიური როლი

ქრომი მიეკუთვნება მინარევ მიკროელემენტებს, რომლებსაც მუდმივად შეიცავენ ცოცხალი ორგანიზმები, მოლიბდენი – სასიცოცხლოდ აუცილებელი ელემენტია, რაც შეეხება ვოლფრამს – მინარევი მიკროელემენტია, ცოცხალი ორგანიზმები შეიცავენ მას უმნიშვნელო რაოდენობით.

ქრომი. ქრომის დასაშვები შემცველობა ადამიანის ორგანიზმში 6 მგ-ია, მეტი რაოდენობით ორგანიზმისთვის საშიშია.

ქრომი ხელს უწყობს ნახშირბადის მიმოცვლის პროცესს. მისი დეფიციტის შემთხვევაში იზრდება ქოლესტერინის და შაქრის შემცველობა ორგანიზმში. საკვები პროდუქტებიდან ქრომს ყველაზე დიდი რაოდენობით შეიცავს ღვიძლი, საფუარი, ბოსტნეული.

სამრეწველო რაიონებში ქრომის მომატებული შემცველობა ჰაერში ადამიანებში იწვევს ასთმას და ფილტვის კიბოს.

მოლიბდენი. მოლიბდენი მიეკუთვნება მძიმე ელემენტებს (ლითონებს), სიცოცხლისთვის ათიდან ერთ-ერთი აუცილებელი და შეუცვლელი

მიკროელემენტია. მოლიბდენს გააჩნია უნარი მიიღოს მონაწილეობა ბიოქიმიურ პროცესში სხვადასხვა ჟანგვითი რიცხვით, წარმოქმნას მდგრადი ოქსოკომპლექსები, რაც განაპირობებს მის უნიკალურობას.

ბიოლოგიურ სისტემებში მოლიბდენი ბმებს ძირითადად წარმოქმნის თიროზინის და სერინის ნაშთის კარბოქსილურ ან ჰიდროქსილურ ჯგუფებში.

ცნობილია მოლიბდენის შემცველი შვიდი ფერმენტი, რომლებიც ხელს უწყობენ ორგანიზმში აღდგენის დაჟანგვას, სულფიტების გადასვლას სულფატებში.

მცენარეებში მოლიბდენ-შემცველი ფერმენტები მოლეკულურ აზოტს კატალიზურად ჟანგავენ ამიაკამდე.

ვოლფრამი. ცოცხალი ორგანიზმები ვოლფრამს შეიცავენ უმნიშვნელო რაოდენობით, მაგრამ მისი ბიოლოგიური როლი დადგენილი არ არის.

თაზო V

VII ჯგუფის თანაური ძვეჯგუფის ელემენტები

პერიოდული სისტემის VII ჯგუფის d-ელემენტებია მანგანუმი, ტექნეციუმი და რენიუმი.

ელემენტი	ატომური მასა	ატომის ელექტრონული კონფიგურაცია	ლექტრო-უარყოფითობა	ჟანგვითი რიცხვი
Mn	54,93805	$3s^23p^63d^54s^2$	1,60	0,+2,+3,+4,(+5),+6,+7
Tc	97,9072	$4s^24p^64d^55s^2$	1,36	0,(+3),+4,(+5),+6,+7
Re	186,207	$4s^24p^64d^{10}4f^{14}5s^25p^65d^56s^2$	1,46	0,+2,(+3),+4,(+5),+6,+7

მანგანუმისთვის უფრო დამახასიათებელია ჟანგვითი რიცხვი +2, +4 და +7. თუმცა ცნობილია ნაერთები, სადაც მანგანუმი ამჟღავნებს ჟანგვით რიცხვს 0, +3, +5 და +6. ტექნეციუმისთვის და რენიუმისთვის უფრო მეტად დამახასიათებელია ჟანგვითი რიცხვი +7. ტექნეციუმის და რენიუმის ატომური და იონური რადიუსების სიდიდეები, ლანთანიდური კუმშვის გამო, ახლოსაა ერთმანეთთან. ამიტომ ისინი თვისებებით ერთმანეთს უფრო ემსგავსებიან, ვიდრე მანგანუმს.

მანგანუმისთვის ტიპურია კოორდინაციული ნაერთები საკოორდინაციო რიცხვით 6 და 4, ხოლო ტექნეციუმისთვის და რენიუმისთვის დამახასიათებელია აგრეთვე საკოორდინაციო რიცხვი 7, 8, და 9.

მანგანუმი

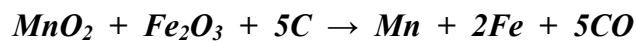
ბუნებაში გავრცელება

მანგანუმი ერთ-ერთი გავრცელებული ელემენტია. მანგანუმის შემცველი ბუნებრივი ნაერთებიდან ყველაზე ხშირად გვხვდება:

პიროლუზიტი – MnO_2 ,
 ჰაუსმანიტი – Mn_3O_4 ,
 ბრაუნიტი – Mn_2O_3 ,
 მანგანუმის შპატი – $MnCO_3$,
 მანგანუმის ალმადანი – MnS_2 ,
 მანგანუმის კრიალა – MnS .

მიღების ხერხები

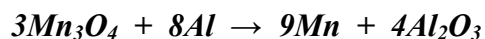
ლითონური მანგანუმის ძირითადი მომხმარებელია მეტალურგია. მრავალტონაჟიანი ფოლადის ლეგირებისთვის გამოიყენება მანგანუმის იაფი შენადნობი რკინასთან – ფერომანგანუმი, რომელიც მიიღება რეაქციით:



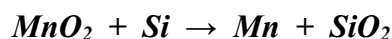
სუფთა ლითონური მანგანუმი რკინის მინარევების გარეშე მიიღება პიროლუზიტიდან ალუმინთერმიის გზით. თავდაპირველად პიროლუზიტს ალადგენენ გახურებით:



შემდეგ კი Mn_3O_4 -დან ალუმინთერმიით ალადგენენ მანგანუმს:



ქიმიურად სუფთა მანგანუმი მიიღება მანგანუმის (II) სულფატის ელექტროლიზით ან ალადგენენ მისი ოქსიდიდან სილიციუმით:



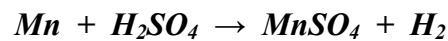
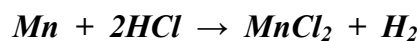
ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

მანგანუმი – ვერცხლისებრ თეთრი, რბილი ლითონია, ჰაერზე ადვილად იფარება ოქსიდური აფსკით, რომელიც იცავს მას შემდგომი დაჟანგვისგან. $\rho=7,44\text{g/cm}^3$, $t_{\text{ღვ}}=1245^\circ\text{C}$. ცნობილია მანგანუმის ოთხი კრისტალური მოდიფიკაცია.

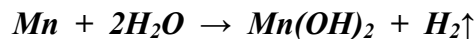
ყოველი მათგანი მდგრადია გარკვეულ ტემპერატურულ ინტერვალში. 707°C-ზე ნაკლებ ტემპერატურაზე მდგრადია α -მანგანუმი.

მანგანუმის მაღალი რეაქციის უნარიანობა გამოიყენება სხვადასხვა ლითონებთან მისი შენადნობების მისაღებად. მაგ., ალუმინთან მანგანუმი იძლევა ფერომაგნიტურ შენადნობებს, ხოლო სპილენძის დამატება აძლიერებს ამ შენადნობის მაგნიტურ თვისებებს.

როგორც აქტიური ლითონი, მანგანუმი ადვილად იხსნება განზავებულ მჟავებში მანგანუმ(II)-ის მარილების წარმოქმნით:



ცივ კონცენტრირებულ აზოტმჟავას მანგანუმი გადაჰყავს პასიურ მდგომარეობაში. წვრილად გაფხვიერებული მანგანუმი გამოაძევეს წყალბადს წყლიდან:



ტუტეებთან მანგანუმი არ რეაგირებს. მანგანუმი ჰაერზე მდგრადია, მის ზედაპირზე წარმოქმნილი ოქსიდური ფენის გამო.

არალითონებთან მანგანუმი აქტიურად რეაგირებს მაღალ ტემპერატურაზე. მაგ., მანგანუმი რეაგირებს გოგირდთან და ფოსფორთან, იწვის ქლორის არეში $MnCl_2$ -ის წარმოქმნით, იგივე პირობებში რეაგირებს ფტორთან დიფტორიდის MnF_2 და ტრიფტორიდის MnF_3 წარმოქმნით, $>1200^\circ C$ -ზე რეაგირებს აზოტთან ნიტრიდის Mn_3N_2 , ხოლო ჟანგბადთან – Mn_3O_4 წარმოქმნით. მოლეკულური წყალბადი არ რეაგირებს მანგანუმთან, თუმცა წყალბადი კარგად იხსნება მანგანუმში.

ცნობილია მანგანუმის მრავალი ინტერმეტალური ნაერთი $MnAl_4$, Mn_2Al_3 , Mn_3Cr , Mn_4Sn .

მანგანუმი ძირითადად გამოიყენება შავ და ფერად მეტალურგიაში (როგორც მალეგირებელი ლითონი და გამჟანგავი). მანგანუმის ტექნიკურად მნიშვნელოვან შენადნობებში მისი შემცველობა საკმაოდ მაღალია:

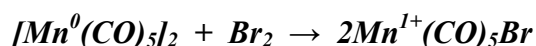
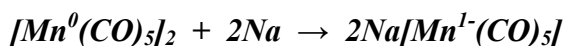
ფერომანგანუმი – 60-90% მანგანუმი და 40-10% რკინა

მანგანინი – 84% სპილენძი, 12% მანგანუმი, 4% ნიკელი

მანგანუმის დამატებით ფოლადი იძენს სიმაგრეს.

მანგანუმისთვის და მისი ანალოგებისთვის ცნობილია ნაერთები, სადაც ის ამჟღავნებს ნულოვან ჟანგვით რიცხვს, კერძოდ $\text{Mn}_2(\text{CO})_{10}$ შედგენილობის კარბონილები.

მათ ახასიათებთ ჩანაცვლების და ჟანგვა-აღდგენითი რეაქციები:



პირველ რეაქციაში მანგანუმის კარბონილი გვევლინება მჟანგავის, ხოლო მეორე რეაქციაში – აღმდგენის როლში.

მანგანუმის ოქსიდები და ჰიდროქსიდები

MnO	Mn₂O₃	MnO₂	<i>MnO₃</i>	Mn₂O₇
მინერალი	მინერალი	მინერალი	<i>თავისუფალი სახით</i>	
მანგანოზიტი	ბრაუნიტი	პიროლუზიტი	<i>ცნობილი არ არის</i>	
Mn(OH)₂	MnO(OH)		<i>H₂MnO₄</i>	HMnO₄
მინერალი	მინერალი			
პიროსროიტი	მანგანიტი			

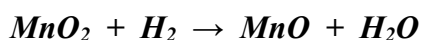
მანგანუმის ჰიდროქსიდებიდან სტექიომეტრული ნაერთებია მხოლოდ Mn(OH)_2 , MnO(OH) და HMnO_4 , სხვები წარმოადგენენ ცვალებადი შედგენილობის ჰიდრატირებულ ოქსიდებს, რომლებიც თავისი თვისებებით შესაბამის ოქსიდებს ემსგავსებიან.

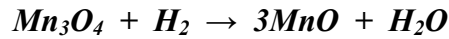
მანგანუმ(II)-ის ნაერთები

მანგანუმ(II)-ის ოქსიდი – MnO – ნაცრისფერ-მწვანე ნივთიერებაა ($T_{\text{გლ}}=1780^\circ\text{C}$). ამჟღავნებს ნახევარგამტარის თვისებებს. მიიღება მანგანუმის კარბონატის თერმული დისოციაციით:

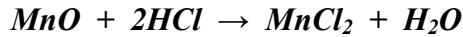


აგრეთვე მანგანუმ(IV)-ის ოქსიდის ან Mn_3O_4 -ის წყალბადით აღდგენისას $t \sim 1200^\circ\text{C}$ -ზე

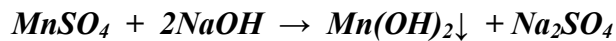




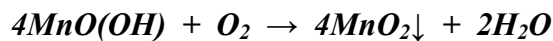
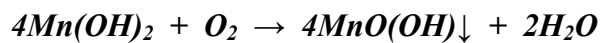
MnO – ტიპური ფუძე ოქსიდია, არ რეაგირებს წყალთან. რეაგირებს მხოლოდ მჟავებთან:



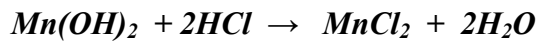
მანგანუმ(II)-ის ჰიდროქსიდი – Mn(OH)₂ – მიიღება მანგანუმ(II)-ის მარილებზე ტუტის მოქმედებით:



მანგანუმ(II)-ის ჰიდროქსიდი გამოიყოფა თეთრი ფერის ნალექის სახით, ჰაერზე ადვილად იჟანგება მანგანუმ(III)-ის ჰიდროქსიდის წარმოქმნით (იძენს მუქ შეფერილობას), შემდეგ კი გადადის მანგანუმ(IV)-ის ჰიდრატში MnO₂·nH₂O:



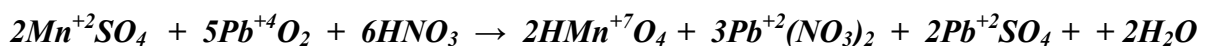
წარმოადგენს სუსტ ფუძეს



მანგანუმ(II)-ის მარილები, როგორც წესი, წყალში კარგად ხსნადებია, კარგი აღმდგენელებია.

მანგანუმ(II)-ის კოორდინაციული ნაერთებისთვის დამახასიათებელია საკოორდინაციო რიცხვი 6. მანგანუმ(II)-ის ნაერთები პარამაგნიტურია, ხოლო მარილების უმრავლესობა წყალში ხსნადია. წყალში გახსნისას დისოცირდება [Mn(H₂O)₆]²⁺ აკვაკომპლექსების წარმოქმნით.

ძლიერ მჟანგავს, მაგ., PbO₂ მჟავა არეში მანგანუმ(II)-ის იონი გადაჰყავს ოქსომანგანატში (VII)

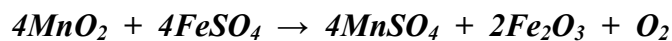


ეს რეაქცია გამოიყენება ანალიზურ ქიმიაში, როგორც თვისებითი რეაქცია მანგანუმის ნაერთებზე.

Mn^{2+} -ის იონი ყოველთვის ასრულებს კატიონურ ფუნქციას. შესაბამისი მარილები – $MnCl_2 \cdot 4H_2O$, $MnSO_4 \cdot 5H_2O$, $Mn(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ – კრისტალური ვარდისფერი ნივთიერებებია, ხოლო მათი წყალხსნარები – უფერო.

მანგანუმ(II)-ის ქლორიდი – $MnCl_2$ - ღია ვარდისფერი კრისტალური ნივთიერება, კარგად იხსნება წყალში, ძლიერ ჰიგროსკოპულია, ჰაერზე განითხვება.

მანგანუმ(II)-ის სულფიდი – $MnSO_4$ - თეთრი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა, წყალხსნარიდან კრისტალდება ღია ვარდისფერი კრისტალჰიდრატის სახით $MnSO_4 \cdot 7H_2O$. მიიღება მანგანუმ(II)-ის ნაერთების ურთიერთქმედებით გოგირდმჟავასთან. ტექნიკური მიზნებისთვის მანგანუმ(II)-ის სულფატი მიიღება პიროლუზიტის ურთიერთქმედებით გოგირდმჟავასთან:



მანგანუმ(II)-ის კარბონატი – $MnCO_3$ - ბუნებაში გვხვდება მინერალ როდოქროზიტის სახით (მანგანუმის შპატი). წარმოადგენს ვარდისფერ რომბისებრ კრისტალებს, წყალში მცირედ ხსნადია. მიიღება ნატრიუმის კარბონატის ან ბიკარბონატის ხსნარის გაცხელებით მანგანუმ(II)-ის ქლორიდთან.

მანგანუმ(II)-ის ნიტრატი – $Mn(NO_3)_2$ - მოვარდისფერო-თეთრი წვრილკრისტალური ნივთიერებაა. იხსნება წყალსა და ამიაკში. $195^{\circ}C$ -ზე გახურებისას იშლება. ცნობილია კრისტალჰიდრატები $Mn(NO_3)_2 \cdot nH_2O$ ($n=1,2,3,4,6$). მიიღება მანგანუმ(IV)-ის ოქსიდის გახურებით ამონიუმის ნიტრატთან.

მანგანუმ(II)-ის სულფიდი – MnS - არსებობს სამი კრისტალური მოდიფიკაციის სახით. ყველაზე მდგრადია α -მოდფიკაცია, რომელიც ბუნებაში გვხვდება მინერალ ალაბანდინის სახით. წარმოადგენს მწვანე ფერის კრისტალურ ნივთიერებას. განზავებული მჟავებისა და წყლის ორთქლის მოქმედებით იშლება გოგირდწყალბადის გამოყოფით.

მანგანუმისთვის ცნობილია შერეული ვალენტობის ოქსიდები, რომლებიც შეიცავენ Mn^{II} , Mn_3O_4 და Mn_5O_8 .

Mn_3O_4 - შერეული ოქსიდია, შედგენილობის მოხედვით შეგვიძლია წარმოვიდგინოთ როგორც მანგანოვანმჟავას მარილი – მანგანუმის მანგანიტი $Mn_2^{II}[Mn^{VI}O_4]$.

ბუნებაში Mn_3O_4 გვხვდება მინერალ ჰაუსმანიტის სახით – მუქი ყავისფერი, ძნელდნობადი ნივთიერებაა ($T_{\text{ღვ}}=1705^{\circ}\text{C}$). მიიღება Mn_2O_3 -ის გახურებით ($>900^{\circ}\text{C}$):



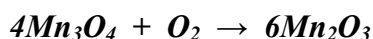
Mn_3O_4 -ის რეალურ შედგენილობას აგრეთვე გამოხატავს ფორმულა $Mn^{II}O \cdot Mn_2^{III}O_3$.

მანგანუმ(III)-ის ნაერთები

მანგანუმ(III)-ის ოქსიდი – Mn_2O_3 – შავი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა, ბუნებაში გვხვდება მინერალ ბრაუნიტის სახით. მანგანუმის ჟანგვითი რიცხვი +3. Mn_2O_3 -ის აგებულება გამარტივებულად შეგვიძლია წარმოვიდგინოთ, როგორც $O=Mn-O-Mn=O$. მანგანუმ(III)-ის ოქსიდის მიღება შეიძლება MnO_2 -ის გახურებით 950°C -ზე:



ან Mn_3O_4 -ის გახურებით 500°C -ზე:



აგრეთვე $MnO(OH)$ -ის გაუწყლოვებით ვაკუუმში 250°C -ზე.

მანგანუმ(III)-ის ჰიდროქსიდი $Mn_2O_3 \cdot nH_2O$ ანუ $MnO(OH)$ – მეტაჰიდროქსიდი – მურა წითელი ფერის ნივთიერებაა, მიიღება $Mn(OH)_2$ დაჟანგვით 100°C -ზე. სუსტი ფუძეა, მარილები შეიცავენ $Mn(III)$ -ის კათიონის სახით – Mn^{3+} . წყალხსნარში მარილები განიცდიან ჰიდროლიზს.

მანგანუმ(III)-ის ნაერთებისთვის ცნობილია ანიონური ფორმაც – სხვადასხვა შედგენილობის მანგანატები (III) – $Ca_3[Mn(OH)_6]_2$, $Na_5[MnO_4]$, $K_6[Mn_2O_6]$.

მჟავა არეში მანგანუმ(III)-ის ნაერთები ძლიერი მჟანგავებია:

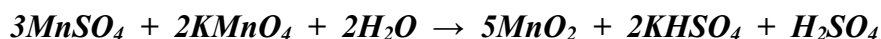


მანგანუმ(III)-ის ქლორიდი – $MnCl_3$ – ყავისფერი კრისტალური ნივთიერებაა. იხსნება ორგანულ გამსხნელებში. $40^{\circ}C$ -ზე იშლება მანგანუმ(II)-ის ქლორიდის და ქლორის წარმოქმნით.

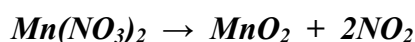
მანგანუმ(III)-ის სულფატი – $Mn_2(SO_4)_3$ – მუქი-მწვანე ფერის ჰიგროსკოპული კრისტალურია. მცირედ იხსნება გოგირდმჟავაში. მიიღება მანგანუმ(IV)-ის ოქსიდის ურთიერთქმედებით გოგირდმჟავასთან მაღალ ტემპერატურაზე.

მანგანუმ(IV)-ის ნაერთები

მანგანუმ(IV)-ის ოქსიდი (დიოქსიდი) – MnO_2 – ბუნებაში გვხვდება მინერალ პიროლუზიტის სახით და წარმოადგენს მანგანუმის მნიშვნელოვან მადანს. როგორც წესი, მანგანუმის ნაერთებს ღებულობენ მანგანუმ(IV)-ის ოქსიდიდან. მანგანუმის დიოქსიდის ერთ-ერთი მიღების ხერხია $Mn(II)$ -ის ნაერთების დაჟანგვა კალიუმის პერმანგანატით ნეიტრალურ ან სუსტ მჟავა არეში:

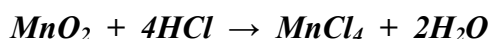


ლაბორატორიაში მისი მიღება შეიძლება მანგანუმის ნიტრატის გაცხელებით ($150-160^{\circ}C$):



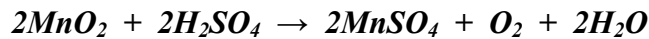
ახასიათებს დაბალი ხსნადობა, ჩვეულებრივ პირობებში ქიმიურად ინერტული ნივთიერებაა. გაცხელებისას ამჟღავნებს მჟანგავის თვისებებს.

ქიმიური თვისებების მიხედვით მანგანუმ(IV)-ის ოქსიდი წარმოადგენს ამფოტერულ ოქსიდს. რეაგირებს მარილმჟავასთან. რეაქცია მიმდინარეობს ორ საფეხურად. პირველ საფეხურზე წარმოიქმნება მანგანუმ(IV)-ის ქლორიდი, რომელიც არამდგრადია და იშლება მანგანუმ(II)-ის ქლორიდის წარმოქმნით:



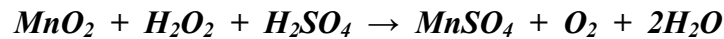
მანგანუმ(IV)-ის ოქსიდზე არამჟანგავი მჟავების მოქმედებით შეუძლებელია მივიღოთ მანგანუმ(IV)-ის მარილები. გოგირდმჟავასაც კი Mn^{4+} გადაყავს Mn^{2+} -ში.

ცივ კონცენტრირებულ გოგირდმჟავასთან მანგანუმ(IV)-ის ოქსიდი არ ურთიერთქმედებს. რეაქცია მიმდინარეობს 110°C-ზე:

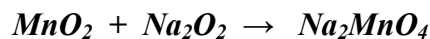
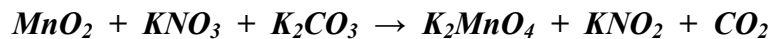
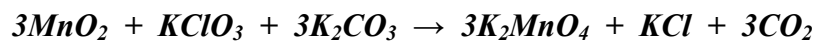


მანგანუმ(IV)-ის ოქსიდზე აზოტმჟავა არ მოქმედებს.

მანგანუმ(IV)-ის ოქსიდი ძლიერი მჟანგავია. მაგ., წყალბადის პეროქსიდთან ურთიერთქმედებისას მჟავა არეში აღდგება მანგანუმ (II)-ის სულფატამდე:



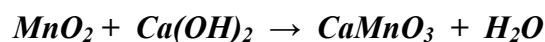
ტუტე არეში ძლიერი მჟანგავების მოქმედებით მანგანუმ(IV)-ის ოქსიდი ამჟღავნებს აღმდგენელის თვისებებს მანგანატების(VI) წარმოქმნით:



მანგანუმ(IV)-ის ოქსიდი ამჟღავნებს სუსტ ამფოტერულ თვისებებს, წარმოქმნის ორი რიგის მარილებს, სადაც Mn(IV) ასრულებს როგორც კატიონურ, ასევე ანიონურ ფუნქციას.

პიროლუზიტი ძირითადად გამოიყენება მანგანუმის მისაღებად, მინის, გაღვანური ელემენტების, საღებავების წარმოებაში.

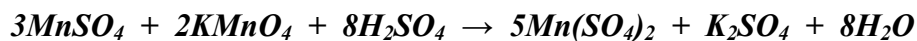
მანგანუმ(IV)-ის ოქსიდი რეაგირებს ტუტეებთან მანგანიტების წარმოქმნით. მანგანიტები წარმოადგენენ *ორთომანგანოვანმჟავას* H_4MnO_4 ან *მეტამანგანოვანმჟავას* H_2MnO_3 მარილებს:



მანგანუმ(IV)-ის სულფიდი – MnS_2 – ბუნებაში გვხვდება მინერალ გაუერიტის სახით. მოყავისფრო-წითელი ან შავი პარამაგნიტური კრისტალებია. მდგრადია მშრალ ჰაერზე, ნელა იშლება ტენიან ჰაერზე. მიიღება მანგანუმ(II)-ის სულფიდის ნარევის გაცხელებით ტუტე ლითონების პოლისულფიდებთან.

მანგანუმ(IV)-ის ქლორიდი – MnCl_4 – ძალზედ არამდგრადია, ამიტომ მისი გამოყოფა თავისუფალი სახით არ ხერხდება. გახურებით იშლება. გამოიყენება ლაბორატორიაში ქლორის მისაღებად.

მანგანუმ(IV)-ის სულფატი – $Mn(SO_4)_2$ – შავი ფერის კრისტალებია, წყალხსნარში განიცდის ჰიდროლიზს. მიიღება მანგანუმ(II)-ის სულფატზე კალიუმის პერმანგანატის მოქმედებით მუავა არეში:



მანგანუმ(VI)-ის ნაერთები

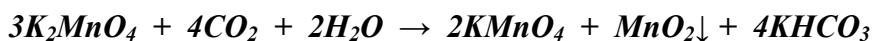
მანგანუმ(VI)-ის ნაერთებიდან ცნობილია მხოლოდ ისეთი მარილები, რომლებიც შეიცავენ ოქსოანიონებს MnO_4^{2-} (მანგანატ-იონი). მანგანუმისთვის (VI) არ არის მიღებული შესაბამისი ოქსიდი, ჰიდროქსიდი და ქვემანგანუმმუავა, არ არის ცნობილი ნაერთები, სადაც მანგანუმ(VI) გამოდის კატიონის როლში.

თავისუფალ მდგომარეობაში გამოყოფილია შემდეგი შედგენილობის მანგანატები $Na_2MnO_4 \cdot 4H_2O$, $Na_2MnO_4 \cdot 6H_2O$, $Na_2MnO_4 \cdot 10H_2O$, K_2MnO_4 – მუქი-მწვანე ფერის კრისტალური ნივთიერებები.

მანგანატები გახურებისას კარგავენ ჟანგბადს:



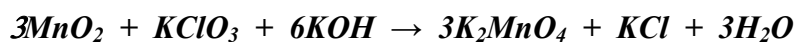
მანგანატის ტუტე ხსნარის (მწვანე ფერის) განზავებისას წყლით ან მასში CO_2 -ის ჭავლის გატარებისას, ხსნარის შეფერილობა ხდება უოლოსფერი, პერმანგანატის და მანგანუმ(IV)-ის ოქსიდის ერთდროული წარმოქმნის გამო:



როგორც პერმანგანატი, ასევე მანგანატი ჟანგავს ეთანოლს:



მანგანატები მიიღება MnO_2 -ის შელღობით მუანგავებთან ტუტე არეში:



კალიუმის მანგანატის მიღება შესაძლებელია აგრეთვე კალიუმის პერმანგანატის ურთიერთქმედებით ტუტესთან გახურებისას:



კალიუმის მანგანატი ძირითადად გამოიყენება როგორც შუალედური პროდუქტი კალიუმის პერმანგანატის სინთეზისას.

მანგანუმ(VII)-ის ნაერთები

მანგანუმ(VII)-ის ოქსიდი – Mn_2O_7 – ზეთისებრი სითხეა, გაცივებისას წარმოქმნის მუქი-მწვანე ფერის კრისტალებს. ძლიერი მჟანგავია, ეთერთან და სპირტთან შეხებისას ააღდება. არამდგრადია და $55^{\circ}C$ -ზე იშლება ჟანგბადის გამოყოფით და MnO_2 -ის წარმოქმნით:



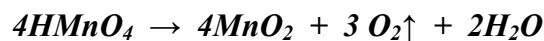
$95^{\circ}C$ -ზე მანგანუმ(VII)-ის ოქსიდი იშლება აფეთქებით:



მანგანუმ(VII)-ის ოქსიდის მიღება შესაძლებელია კრისტალურ კალიუმის პერმანგანატზე კონცენტრირებული გოგირდმჟავას დამატებით:



მანგანუმმჟავა – $HMnO_4$ – თერმულად ნაკლებ მდგრადი ნივთიერებაა (იშლება $>3^{\circ}C$ -ზე). არსებობს მხოლოდ ხსნარებში (არაუმეტეს 20% კონცენტრაციის). უფრო მაღალ კონცენტრაციაზე იშლება:



დაბალ ტემპერატურაზე შესაძლებელია მანგანუმმჟავას გამოყოფა იისფერი მყარი ნივთიერების სახით.

მანგანუმმჟავა წარმოქმნის შესაბამის მარილებს – პერმანგანატებს – იისფერ კრისტალურ ნივთიერებებს. გახურებისას პერმანგანატები იშლებიან ჟანგბადის გამოყოფით:



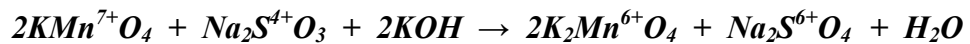


მანგანუმ(VII)-ის მარილების მნიშვნელოვანი თვისებაა – მათი უნარი დაჟანგონ სხვადასხვა არაორგანული და ორგანული ნაერთები. პერმანგანატების ეს თვისება ფართოდ გამოიყენება ლაბორატორიულ პრაქტიკაში. სარეაქციო არეზე დამოკიდებულებით შესაძლებელია MnO_4^- -ის იონის სხვადასხვანაირი აღდგენა:

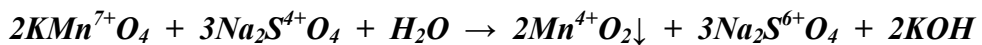
1. მუავა არეში:



2. ტუტე არეში:



3. ნეიტრალურ არეში:



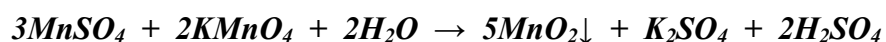
MnO_4^- იისფერი	pH<7 (მუავა არე)	Mn^{2+}	უფერო ხსნარი
	pH=7 (ნეიტრალური არე)	MnO_2	ყავისფერი ნალექი
	pH>7 (ტუტე არე)	MnO_4^{2-}	მწვანე ფერის ხსნარი

საინტერესოა რომ, ტუტე არეში კალიუმის პერმანგანატი გადადის მანგანატში (VI) ჟანგბადის გამოყოფით:

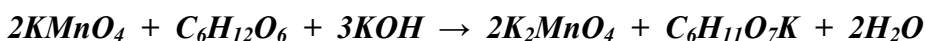


კალიუმის პერმანგანატის ტუტე ხსნარის გამოყენება ხდება ლაბორატორიული ჭურჭლის გასასუფთავებლად ცხიმებისა და ორგანული ნაერთებისგან.

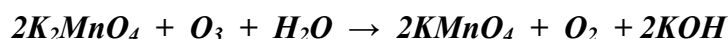
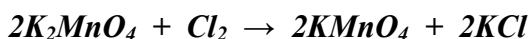
მანგანუმ(II)-ის მარილებთან ურთიერთქმედებისას კალიუმის პერმანგანატი წარმოქმნის მანგანუმ(IV)-ის ოქსიდს:



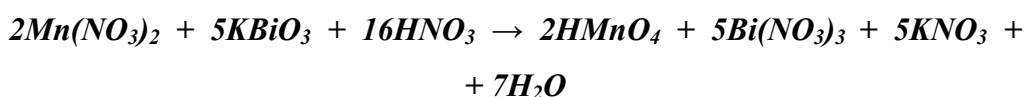
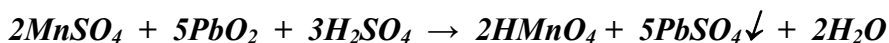
კალიუმის პერმანგანატი ჟანგავს სხვადასხვა ორგანულ ნივთიერებებს. მაგ., ტუტე არეში გლუკოზა აღადგენს მას მანგანატამდე (VI), თვითონ კი გადადის კალიუმის გლუკონატში:



ტუტე და ტუტემიწა ლითონების პერმანგანატებიდან ყველაზე ადვილია კალიუმის პერმანგანატის მიღება. მის მისაღებად საწყის ნივთიერებად გამოიყენება ბუნებრივი მინერალი პიროლუზიტი, რომლისგანაც მზადდება კალიუმის მანგანატი. K_2MnO_4 გადაყავთ ხსნარში და უანგავენ:



Mn(VII)-ის ნაერთების მიღება შესაძლებელია მანგანუმის დაბალი უანგვითი რიცხვის მქონე ნაერთების დაუანგვით ისეთი ძლიერი მუანგავებით, როგორცაა PbO_2 , $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$, KBiO_3 და სხვა:



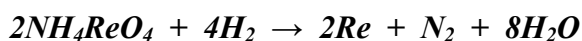
კალიუმის პერმანგანატი გამოიყენება როგორც ძლიერი მუანგავი ორგანულ და არაორგანულ სინთეზში, როგორც მადეზინფიცირებელი საშუალება მედიცინაში და სოფლის მეურნეობაში, KMnO_4 ხსნარი გამოიყენება როგორც მტიტრავი ანალიზურ ქიმიაში.

ტექნეციუმი და რენიუმი

ბუნებაში გავრცელება

რენიუმი ბუნებაში გვხვდება მხოლოდ ნაერთების სახით, როგორც მინარევი ზოგიერთ სულფიდურ მადნებთან. მას გამოაცალკავებენ მოლიბდენიტის MoS_2 გამოწვისას გამოყოფილი აირებიდან, რაც წარმოადგენს რენიუმის კონცენტრირების ერთ-ერთ ხერხს. რენიუმის მინერალების რაოდენობა ბუნებაში იმდენად მცირეა, რომ ისინი წარმოადგენენ უფრო სამეცნიერო, ვიდრე სამრეწველო ინტერესს.

სუფთა ლითონური რენიუმი მიიღება პერრენატების (მაგ., ამონიუმის პერრენატის) წყალბადით აღდგენისას 1000°C -ზე:



ტექნეციუმი ბუნებაში არ გვხვდება. თავისი ქიმიური თვისებებით ის უფრო ახლოს დგას რენიუმთან, ვიდრე მანგანუმთან.

ტექნეციუმი წარმოიქმნება თორიუმის და ურანის იზოტოპების სპონტანური გაყოფისას. ატომურ რეაქტორებში ის ერთი წლის განმავლობაში გროვდება კილოგრამობით. ლითონის ფხვნილს პრესავენ და ადლობენ ელექტრონულ სხივში. შესაძლებელი გახდა ლითონური ტექნეციუმის ნაგლინის მიღება – ვერცხლისფერი ფურცლების ან ფოლგის სახით.

ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

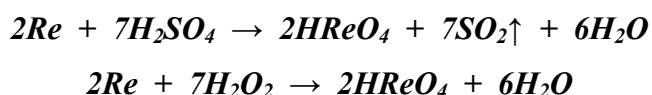
ტექნეციუმი – ვერცხლისფერი ლითონია, ერთ-ერთი მსუბუქი ელემენტია, არ გააჩნია სტაბილური იზოტოპი. ქიმიური თვალსაზრისით ტექნეციუმი და მისი ნაერთები ნაკლებტოქსიკურებია. ტექნეციუმი საშიშია მისი რადიოტოქსიკურობის გამო. მასთან მუშაობა უნდა ხდებოდეს ჰერმეტიკულ ბოქსებში ან გამწოვ კარადაში, β-გამოსხივების დამცავით.

რენიუმი – ძნელდნობადი მძიმე ლითონია, გარეგნულად ჰგავს ფოლადს. მთელი რიგი ფიზიკური თვისებებით ემსგავსება ისეთ ძნელდნობად ლითონებს, როგორცაა მოლიბდენი და ვოლფრამი. მისი ღებობის ტემპერატურა ჩამოუვარდება მხოლოდ ვოლფრამისას. ლითონური რენიუმი ქიმიურად ნაკლებ აქტიურია, ვიდრე მანგანუმი. უშუალოდ არ რეაგირებს აზოტთან, ჟანგბადთან, გოგირდთან ჰალოგენებთან რეაგირებს მხოლოდ გაცხელებისას.

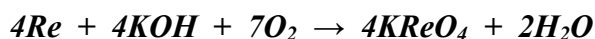
ტექნეციუმი და რენიუმი არ იხსნება განზავებულ მარილმჟავაში და გოგირდმჟავაში, მაგრამ რეაგირებს მჟანგველ მჟავებთან, Me^{7+} ნაერთების წარმოქმნით:



რენიუმი იხსნება აგრეთვე ცხელ კონც გოგირდმჟავაში და წყალბადის პეროქსიდში:



რენიუმზე მჟანგველების თანაობისას მოქმედებენ აგრეთვე ტუტეები:



ტექნეციუმი არალითონებთან რეაგირებს მხოლოდ გახურებისას, იწვის ჟანგბადში ($>400^{\circ}\text{C}$), წარმოქმნის აქროლად ოქსიდს Tc_2O_7 . ტექნეციუმი განსაკუთრებულად მდგრადია კოროზიისადმი. ტექნეციუმი და რენიუმი ინდიფერენტულები არიან წყალბადისადმი, რაც საშუალებას იძლევა წყალბადი გამოყენებული იქნას ლითონური ტექნეციუმის და რენიუმის მისაღებად.

რენიუმი მდგრადია 300°C -მდე ჟანგბადისა და აზოტის მიმართ, ქლორთან კი რეაგირებს მცირედ გახურებისასაც კი.

ლითონური რენიუმის გამოყენება განპირობებულია მისი ძნელდნობადობით (3180°C), მაღალი დუღილის ტემპერატურით (5900°C), მექანიკური სიმტკიცით, ქიმიური ინერტულობით ზოგიერთი აირის მიმართ. ეს თვისებები რენიუმს შეუცვლელ მასალად ხდის ელექტრონიკასა და ელექტროტექნიკაში.

წვრილდისპერსიული რენიუმი გამოიყენება, როგორც კატალიზატორი ორგანულ სინთეზში.

ლითონების (Pt, Pd, Rh, Ir, Mo, Ta, W, Co) შენადნობები რენიუმთან გამოირჩევიან მუავაგამძლეობით, თერმომდგრადობით და გამოიყენებიან მაღალტემპერატურული თერმოწყვილების დასამზადებლად (2000°C -მდე).

ტექნეციუმი გამოიყენება, როგორც ნეიტრონების ეფექტური მშთანთქმელი. იზოტოპი ^{99}Tc (β -გამომსხივებელი) გამოიყენება რადიაციულ დიაგნოსტიკაში.

ტექნეციუმ(II)-ის და რენიუმ(II)-ის ნაერთები

ტექნეციუმ(II)-ის და რენიუმ(II)-ის ჟანგბადნაერთები ცნობილი არ არის.

რენიუმ(II)-ის სულფიდი – ReS – შავი ფერის ამორფული ფხვნილია. გოგირდთან გახურებისას $300\text{-}500^{\circ}\text{C}$ -ზე გარდაიქმნება ReS_2 -ად. მიიღება წყალბადის და გოგირდწყალბადის ნარევის მოქმედებით რენიუმ(III)-ის ოქსიდზე 90°C -ზე.

ტექნეციუმ(III)-ის და რენიუმ(III)-ის ნაერთები

ტექნეციუმ(III)-ის და რენიუმ(III)-ის ნაერთები არ არის მრავალრიცხოვანი, რადგან $+3$ ჟანგვითი რიცხვის შემთხვევაში ტექნეციუმი და რენიუმი ამჟღავნებენ

ძლიერი აღმდგენით თვისებებს, სწრაფად იჟანგებიან და გადადიან უფრო მდგრად მდგომარეობაში $Me(VII)$.

რენიუმ(III)-ის ოქსიდი – Re_2O_3 – შავი ფერის მყარი ნივთიერებაა, წყალში მცირედ ხსნადია. მიიღება რენიუმ(III)-ის ქლორიდის ვაკუუმში ტუტით დამუშავებისას.

რენიუმ(III)-ის ქლორიდი – $ReCl_3$ – წითელი ჰექსოგონალური კრისტალებია, პარამაგნიტურია. მდგრადია მშრალ ჰაერზე, იხსნება წყალში, აცეტონში, სპირტში და სხვ. ნაკლებ ხსნადია მლღობ მუავაში. წყალბადის მოქმედებით აღდგება ლითონურ რენიუმამდე. მიიღება SO_2Cl_2 -ის მოქმედებით ლითონურ რენიუმზე ან რენიუმ(V)-ის ქლორიდის დაშლით.

ტექნეციუმ(IV)-ის და რენიუმ(IV)-ის ნაერთები

რენიუმ(IV)-ის ოქსიდის – ReO_2 – არააქროლადი, მოყავისფრო-შავი კრისტალური ფხვნილია. პარამაგნიტურია. გაცხელებით გარდაიქმნება რენიუმ(VII)-ის ოქსიდად. მუანგავის მოქმედებით წარმოქმნის მეტარენიუმმუავას $HReO_4$. მასში მუავა თვისებები ჭარბობს ფუძე თვისებებს. მიიღება რენიუმის ურთიერთქმედებით ჟანგბადთან.

რენიუმ(IV)-ის სულფიდი – ReS_2 – შავი ფერის ჰექსაგონალური კრისტალებია. მდგრადია ჰაერზე ოთახის ტემპერატურაზე. წყალბადი აღადგენს მას ლითონურ რენიუმამდე. მიიღება ლითონური რენიუმის ძლიერი გახურებით გოგირდის ჭარბ რაოდენობასთან გოგირდწყალბადის არეში. გამოიყენება როგორც კატალიზატორი სპირტების დეჰიდრირებისას.

ტექნეციუმ(V)-ის და რენიუმ(V)-ის ნაერთები

რენიუმ(V)-ის ოქსიდი – Re_2O_5 – ლურჯი ფერის ნივთიერებაა, წყალში მცირედ ხსნადია. იშლება $200^{\circ}C$ -ზე.

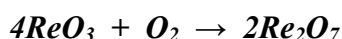
რენიუმ(V)-ის ქლორიდი – $ReCl_5$ – შავი ფერის მყარი ნივთიერებაა. იხსნება კონც. მარილმუავაში, იშლება წყლის მოქმედებით. მიიღება რენიუმ(VII)-ის ოქსიდზე CCl_4 -ის მოქმედებით.

ტექნეციუმ(VI)-ის და რენიუმ(VI)-ის ნაერთები

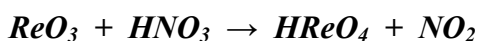
ტექნეციუმ(VI)-ის და რენიუმ(VI)-ის ნაერთები უფრო სტაბილურები არიან, ვიდრე მანგანუმ(VI)-ის ანალოგიური ნაერთები. ასე მაგალითად, მანგანუმ(VI)-ის ოქსიდი უცნობია, ხოლო ტრიოქსიდები TcO_3 და ReO_3 მიღებულია და კარგადაა შესწავლილი.

ტექნეციუმ(VI)-ის და რენიუმ(VI)-ის ოქსიდები – წითელი ფერის, წყალში უხსნადი ნივთიერებებია.

მაღალ ტემპერატურაზე ReO_3 იჟანგება Re_2O_7 :



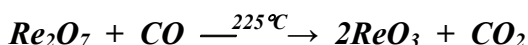
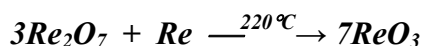
კონცენტრირებულ აზოტმჟავას ReO_3 გადაჰყავს $HReO_4$:



<300°C-ზე ვაკუუმში ReO_3 დისპროპორცირებს:



რენიუმ(VI)-ის და ტექნეციუმ(VI)-ის ოქსიდებს დებულობენ Re_2O_7 -ზე ლითონური რენიუმით (ან შესაბამისად Tc_2O_7) ან ნახშირბადის მონოოქსიდის მოქმედებისას:

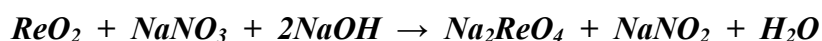


ტექნეციუმისთვის და რენიუმისთვის H_2MeO_4 -ის შედგენილობის მუაგები გამოყოფილი არ არის, მაგრამ ცნობილია მათი მარილები – ბარიუმის ტექნეცატი (VI), ნატრიუმის, კალიუმის და ბარიუმის რენატები (VI).

წყალხსნარში რენატები (VI), ისევე როგორც მანგანატები, განიცდიან დისპროპორცირებას:



რენატების (VI) სინთეზს ახორციელებენ ReO_2 -ის შევლობით მუანგავთან ტუტე გარემოში:



რენიუმ(VI)-ის ფტორიდი – ReF_6 – ღია-ყვითელი ფერის კრისტალებია, ღვებება 19°C -ზე. რეაგირებს წყალთან, სილიციუმ(IV)-ის ოქსიდთან, ცხიმებთან. მიიღება ფტორის მოქმედებით ლითონურ რენიუმზე 125°C .

რენიუმ(VI)-ის ქლორიდი – ReCl_6 – მუქი-მწვანე კრისტალებია. ღვებება 22°C -ზე მუქი-ყავისფერი სითხის წარმოქმნით. განიცდის ჰიდროლიზს. მიიღება ქლორის გატარებით ლითონურ რენიუმზე 600°C -ზე.

რენიუმ(VI)-ის ოქსიტეტრაფტორიდი – ReOF_4 – ლურჯი ფერის ფხვნილისებური ნივთიერებაა. მიიღება ფტორის და ჟანგბადის ნარევის მოქმედებით გახურებულ რენიუმზე.

რენიუმ(VI)-ის ოქსიტეტრაქლორიდი – ReOCl_4 – მუქი-მწვანე მყარი ნივთიერებაა. იხსნება კონც. მარილმუჟავაში. მიიღება რენიუმ(V)-ის ქლორიდის და რენიუმ(III)-ის ქლორიდის ნარევის ურთიერთქმედებით ჟანგბადის არეში.

ტექნეციუმ(VII)-ის და რენიუმ(VII)-ის ნაერთები

ტექნეციუმის და რენიუმის ანჰიდრიდები – Tc_2O_7 და Re_2O_7 – აქროლადი კრისტალური ნივთიერებებია, ღვებებიან დაშლის გარეშე.

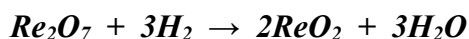
T, °C	T _{ღვ} , °C	T _{ღვღ} , °C	შეფერილობა
Mn_2O_7	6	იშლება	მუქი-მწვანე
Tc_2O_7	120	55°C -ზე	ყვითელი
Re_2O_7	301	311 362	ყვითელი

ოქსიდების Me(VII) მჟანგავი თვისებები რიგში მანგანუმიდან ტექნეციუმისა და რენიუმისკენ მცირდება. მაგ., მანგანუმ (VII)-ის ანჰიდრიდი ტექნეციუმის და რენიუმის ანჰიდრიდებთან განსხვავებით ძლიერი მჟანგავია.

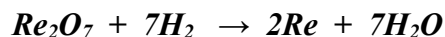
ტექნეციუმ(VII)-ის და რენიუმ(VII)-ის ოქსიდები არ ჟანგავენ ეთერს და სპირტს, მაგრამ გაცხელებისას რეაგირებენ ძლიერ აღმდგენელებთან:



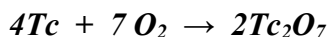
წყალბადის მოქმედებით რენიუმ(VII)-ის ოქსიდი 300°C -ზე შეგვიძლია აღვადგინოთ რენიუმ(IV)-ის ოქსიდამდე ReO_2 :



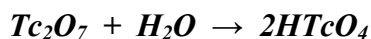
უფრო ძლიერი გაცხელებისას წყალბადი ტექნეციუმ(VII)-ის და რენიუმ(VII)-ის ოქსიდებს აღადგენს შესაბამის ლითონამდე:



Tc₂O₇ და Re₂O₇ დებულობენ ფხვნილისებური ტექნეციუმის ან რენიუმის ურთიერთქმედებით საგანგებოდ გამომშრალ ჟანგბადთან გაცხელებით:



Tc₂O₇ და Re₂O₇ – ძლიერ ჰიგროსკოპული ნივთიერებებია. ურთიერთქმედებენ წყალთან HMeO₄-ის შედგენილობის ჰიდრატების წარმოქმნით, რომლებიც ამჟღავნებენ მჟაგურ თვისებებს:



ტექნეციუმმჟავა HTcO₄ და რენიუმმჟავა HReO₄ თერმულად ნაკლებ მდგრადები არიან, ვიდრე მანგანუმმჟავა. შესაბამისი მარილები პერტექნატები და პერრენატები – უფრო ნივთიერებებია, ლღვებიან დაშლის გარეშე.

აერიოღული სისტემის VII ჯგუფის d-ელემენტების ბიოლოგიური როლი

მანგანუმი. მანგანუმი მნიშვნელოვანი ბიოლოგიური ელემენტია, რომელიც აუცილებელია ცოცხალი ორგანიზმების ნორმალური ფუნქციონირებისთვის. ის ერთ-ერთი ე.წ. “სიცოცხლის ლითონია”.

მანგანუმი აუცილებელია ბიოლოგიური ქსოვილების უჯრედების განვითარებისთვის და ფუნქციონირებისთვის, ვიტამინ B₁, რკინის, სპილენძის ასათვისებლად.

მანგანუმის კოორდინაციული ნაერთები ცილებთან, ნუკლეინმჟავებთან, ამინომჟავებთან მრავალი ლითონოფერმენტის შემადგენელი ნაწილია. მანგანუმშემცველ ფერმენტებს გააჩნიათ ძალზედ მნიშვნელოვანი ბიოლოგიური ფუნქცია: α-ამინომჟავების გახლეჩა, მონაწილეობა სისხლის შედედების პროცესში.

მანგანუმი მონაწილეობას იღებს C და B ვიტამინების სინთეზში, იგი ქლოროფილის და ჰემოგლობინის ერთ-ერთი შემადგენელი ნაწილია. შესწავლის

პროცესშია მანგანუმის კოორდინაციული ნაერთების მონაწილეობა ფოტოსინთეზის პროცესში.

ბიოლოგიური სისტემები არ შეიცავენ მანგანუმ(VII)-ის ნაერთებს, ხოლო პერმანგანატები ორგანიზმისთვის წარმოადგენენ საწამლავს. მაგრამ კალიუმის პერმანგანატი გამოიყენება სამედიცინო პრაქტიკაში. მისი წყალხსნარი გამოიყენება ტოქსიკური ორგანული ნაერთების დასაქანგად. მაგ., მორფინი კალიუმის პერმანგანატით იჟანგება ნაკლებ ტოქსიკურ ოქსიმორფინამდე. კალიუმის პერმანგანატს გააჩნია აგრეთვე ბაქტერიოციდული და ანტისეპტიკური თვისებები.

მანგანუმ(II)-ის ნაერთები გამოიყენება სასუქების წარმოებაში როგორც დანამატი.

ტექნეციუმის და რენიუმის ბიოლოგიურ როლზე ცნობები არ არის.

თავი VI

VIII ჯგუფის თანაური ძველჯგუფის ელემენტები

დ.ი. მენდელეევის პერიოდული სისტემების მერვე ჯგუფის d-ელემენტები გაერთიანებულია სამ ტრიადში (სამეულში). პირველი ტრიადის სამი d-ელემენტი – რკინა, კობალტი და ნიკელი ხასიათდებიან მკვეთრად გამოხატული მსგავსი ქიმიური თვისებებით. ისინი ამჟღავნებენ აგრეთვე მსგავსებას დანარჩენ ექვს d-ელემენტთან, რომლებიც ბუნებაში თითქმის ყოველთვის გვხვდება ერთად. ეს ელემენტები გაერთიანებულია მეორე ტრიადაში – რუთენიუმი, როდიუმი, პალადიუმი, ხოლო მესამეში – ოსმიუმი, ირიდიუმი და პლატინა. მეორე და მესამე ტრიადის ელემენტებს ქიმიური თვისებების განსაკუთრებული სიახლოვის გამო აერთიანებენ პლატინის ჯგუფის ლითონებში.

ვინაიდან რკინის ტრიადის ელემენტები ფიზიკური და ქიმიური თვისებებით რამდენადმე განსხვავდებიან პლატინის ჯგუფის ელემენტებისაგან, ამიტომ მერვე ჯგუფის d-ელემენტების დახასიათებისას უფრო მოსახერხებელია რკინის ჯგუფის ლითონების გამოყოფა პლატინის ჯგუფის ლითონებისაგან. პლატინის ჯგუფის ელემენტებში შეინიშნება ერთი და იგივე ვერტიკალურ სვეტში არსებული

ელემენტების ქიმიურ თვისებებს შორის დიდი მსგავსება. (მაგ. რუთენიუმი და ოსმიუმი; როდიუმი და ირიდიუმი; პალადიუმი და პლატინა).

როგორც ცნობილია, d-ელემენტების სავალენტო ელექტრონები განლაგებულია ns და (n-1)d - ქვედონეზე, მაგრამ სხვა d-ელემენტებისაგან განსხვავებით, მერვე ჯგუფის d-ელემენტების (n-1)d - ქვედონის ყველა ელექტრონი ყოველთვის არ მონაწილეობს ქიმიური ბმების წარმოქმნაში. ამიტომ მაქსიმალური ჟანგვითი რიცხვი +8 დამახასიათებელია მხოლოდ რუთენიუმის და ოსმიუმისათვის.

მერვე ჯგუფის d-ელემენტები მორუხო თეთრი ფერის ლითონებია. ხასიათდებიან მაღალი ღებობის და დუდილის ტემპერატურით. პლატინის ჯგუფის ელემენტებისათვის დამახასიათებელია მაღალი სიმკვრივე და შესაბამისად მცირე ატომური რადიუსები.

მერვე ჯგუფის d-ელემენტები ხასიათდებიან მკვეთრად გამოხატული კომპლექსწარმოქმნის უნარით.

რკინის ქვეჯგუფი

რკინის ქვეჯგუფში გაერთიანებულია: რკინა, კობალტი და ნიკელი. მოცემული ელემენტების ატომების ელექტრონული ფორმულები და ძირითადი ფიზიკური მახასიათებლები მოცემულია ცხრილში.

ელემენტი	ატომური ო მასა	ატომის ელექტრონული კონფიგურაცია	ელექტრო- უარყოფითო ბა	ჟანგვითი რიცხვი
$_{26}\text{Fe}$	55,847	$3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$	1,64	+2, +3, (+4), (+5), +6, (+8)
$_{27}\text{Co}$	58,933	$3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$	1,70	+2, +3, (+4)
$_{28}\text{Ni}$	58,34	$3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$	1,75	+2, (+3), (+4)

რკინის ქვეჯგუფის ელემენტები თავისუფალ მდგომარეობაში თეთრი ფერის ლითონებია. ხასიათდებიან მაღალი ღებობის და დუდილის ტემპერატურით.

ქიმიური თვისებების თვალსაზრისით მოცემული ელემენტებიდან რკინა ყველაზე აქტიური ლითონია. ამუღავნებენ მდგრადობას კოროზიისადმი. გახურებისას ურთიერთქმედებენ თითქმის ყველა არაღიბითთან.

ქიმიურ ნაერთებში ჟანგვითი რიცხვი ძირითადად ტოლია +2 და +3. იშვიათად წარმოქმნიან ნაერთებს სადაც ჟანგვითი რიცხვია: რკინის +6, კობალტის +5, ხოლო ნიკელის +4.

რკინის ქვეჯგუფის ელემენტები წარმოქმნიან კომპლექსურ ნაერთებს, სადაც საკოორდინაციო რიცხვი ტოლია 6 ან 4.

რკინა

ბუნებაში გავრცელება

მძიმე ლითონებიდან რკინა ბუნებაში ყველაზე გავრცელებული ლითონია. რკინა ბუნებაში ძირითადად ჟანგბადოვანი და გოგირდოვანი ნაერთების სახით გვხვდება:

მაგნიტური რკინაქვა (მაგნეტიტი) – Fe_3O_4 ,

მურა რკინაქვა (ლიმონიტი) – $Fe_2O_3 \cdot H_2O$,

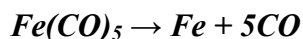
რკინის ალმადანი (პირიტი) – FeS_2 ,

რკინის კრიალა – FeS , აგრეთვე გვხვდება კარბონატების და სულფატების სახით.

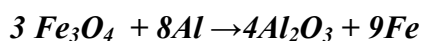
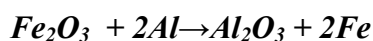
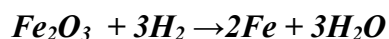
მცირე რაოდენობით რკინა გვხვდება თავისუფალი სახით დედამიწაზე ჩამოვარდნილი მეტეორიტების ნამსხვრევებში.

მიღების ხერხები

ლაბორატორიულ პირობებში რკინა შეიძლება მივიღოთ რკინის პენტაკარბონილის თერმული დაშლით (უჰაერო არეში)



ან ჟანგბადოვანი ნაერთებიდან აღმდგენელების მოქმედებით:



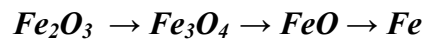
მადნებიდან რკინის მიღება ხდება აგრეთვე ქარხნული წესით. თუჯის ფოლადის ან რბილი რკინის მისაღებად იყენებენ ოქსიდურ მადანს, მაგალითად – ჰემატიტს, მაგნიტურ რკინაქვას ან ლიმონიტს.

ქარხნული წესით რკინის მიღების მეთოდი მოიცავს შემდეგ სამ საფეხურს:

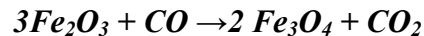
1. მადნიდან რკინის აღდგენა (თუჯის წარმოება). თუჯის წარმოებას ბრძმედში საფუძვლად უდევს რკინის უანგბადოვანი ნაერთებიდან რკინის აღდგენა CO-თი. CO-მიიღება გავარვარებულ კოქსზე ჰაერის მოქმედებით.

რკინის აღდგენისას Fe_2O_3 -დან ჯერ წარმოიქმნება Fe_3O_4 , შემდეგ FeO, ბოლოს კი რკინა

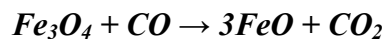
ეს პროცესი შეიძლება გამოისახოს შემდეგი ქიმიური ტოლობებით:



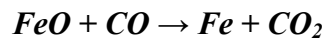
რკინის ოქსიდის აღდგენის შედეგად მიიღება Fe_3O_4 :



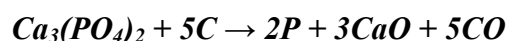
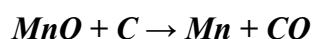
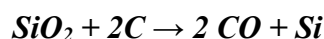
CO-ს მოქმედებით Fe_3O_4 ($600^{\circ}C$ -ზე) FeO-დ აღდგება:



ხოლო შემდეგ CO-ს არეში ($700^{\circ}C$ -ზე) FeO-დან რკინა მიიღება



ბრძმედში რკინასთან ერთად აღდგება Si, P, Mn, რომელსაც მადანი მინარევების სახით შეიცავს:



გამდნარი რკინა დაბლა ჩამოედინება და კოქსთან შეხებისას წარმოქმნის რკინის კარბიდს – Fe_3C (ცემენტიტი). Fe_3C იხსნება გაღებულ რკინაში და ნახშირთან ერთად წარმოქმნის თუჯს.

2. დაჟანგვით მანე მინარევეების მოცილება.

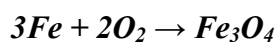
3. საჭირო მინარევეების დამატება ფოლადის ან ჭედადი რკინის მისაღებად.

ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

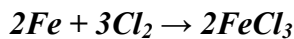
ლითონური რკინა – თავისუფალ მდგომარეობაში მორუხო თეთრი ფერის, რბილი ლითონია. კარგად მუშავდება. ღებება $1536^{\circ}C$ -ზე.

სხვადასხვა ტემპერატურაზე ცნობილია რკინის სამი მოდიფიკაცია α , γ და δ . $906^{\circ}C$ ტემპერატურაზე α -რკინა გადადის γ -რკინაში, ხოლო $1401^{\circ}C$ -ზე γ -რკინა გარდაიქმნება δ -რკინად. $769^{\circ}C$ -მდე (კიურის წერტილი) α -რკინას ახასიათებს ფერომაგნიტური თვისებები. $769 - 906^{\circ}C$ ტემპერატურულ შუალედში წარმოიქმნება β - მოდიფიკაცია, თუმცა მისი კრისტალური აღნაგობა ისეთივეა როგორც α -რკინის. β , γ და δ რკინა პარამაგნიტურია.

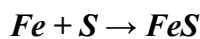
რკინის ქვეჯგუფის ლითონებიდან რკინა ყველაზე აქტიური ლითონია. რკინა მშრალ ჰაერზე არ იცვლება, მაგრამ ტენიან გარემოში ადვილად იჟანგება და წარმოქმნის რკინის ჰიდროქსიდის ფაზარ ფენას, რომელიც ვერ იცავს რკინას შემდგომი დაჟანგვისაგან. წითელ ვარვარებამდე გახურებისას რკინა იჟანგება და წარმოქმნის რკინის ხენჯს Fe_3O_4 ($FeO \cdot Fe_2O_3$):



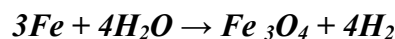
ადვილად შედის რეაქციაში ქლორთან. წარმოიქმნება Fe^{+3} -ის ქლორიდი:



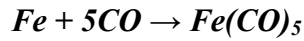
დაწვრილმანებული რკინა მაღალ ტემპერატურაზე რეაგირებს თითქმის ყველა არალითონთან მაგ. გოგირდთან:



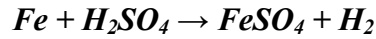
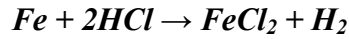
გავარვარებულ რკინაზე წყლის ორთქლის გატარებით წარმოიქმნება Fe_3O_4 :



მაღალი წნევის პირობებში გახურებისას რკინა უერთდება CO -ს და წარმოქმნის ყვითელ სითხეს – რკინის პენტაკარბონილს:



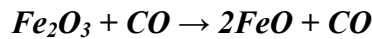
რკინა ადვილად იხსნება განზავებულ მჟავებში ორვალენტიანი რკინის შესაბამისი ნაერთების წარმოქმნით:



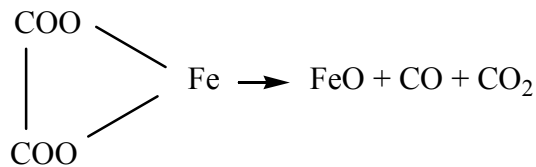
კონცენტრირებულ აზოტმჟავასთან და გოგირდმჟავასთან ჩვეულებრივ პირობებში პასიურდება. რკინა ტუტეებში არ იხსნება.

რკინა(II)-ის ნაერთები

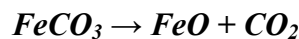
რკინა(II)-ის ოქსიდი ანუ ქვეყანგი – FeO – შავი ფერის მყარი ნივთიერებაა. იგი მიიღება სამვალენტიანი რკინის ოქსიდის აღდგენით:



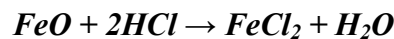
FeO -ს მიღება შეიძლება აგრეთვე რკინის ოქსალატის გახურებით უჰაერო არეში:



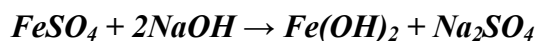
$Fe(II)$ მარილების დაშლით მაღალ ტემპერატურაზე:



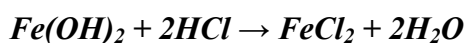
FeO – არის ტიპური ფუძე ოქსიდი. არ იხსნება წყალში და ტუტეებში, იხსნება მხოლოდ მჟავებში:



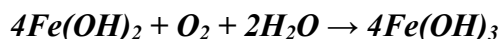
რკინა(II)-ის ჰიდროქსიდი – $Fe(OH)_2$ – წყალში უხსნადი თეთრი ფერის ნივთიერებაა. მიიღება რკინა(II)-ის წყალში ხსნად მარილებზე ტუტეების მოქმედებით:



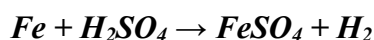
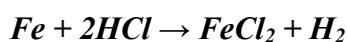
Fe(OH)_2 –ხასიათდება ფუძე თვისებებით. არ იხსნება ტუტეებში. იხსნება მჟავებში და წარმოქმნის შესაბამის რკინა(II)-ის მარილებს:



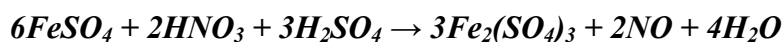
Fe(OH)_2 – ჰაერზე ღებულობს მურა ფერს. ამ დროს ის იჟანგება და გარდაიქმნება რკინა(III)-ის ჰიდროქსიდად:



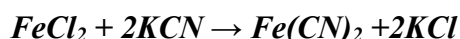
ორვალენტიანი რკინის მარილების მიღება შეიძლება აგრეთვე ლითონური რკინის გახსნით განზავებულ მჟავებში:



ორვალენტიანი რკინის ნაერთები არამდგრადებია და სხვადასხვა მჟანგავეების მოქმედებით გადადიან სამვალენტიან რკინის ნაერთებში:

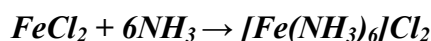


ორვალენტიანი რკინის მარილებზე კალიუმის ციანიდის მოქმედებით მიიღება Fe(CN)_2 :



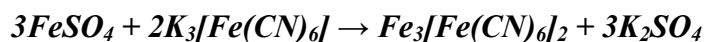
Fe(CN)_2 არ იხსნება წყალში, მაგრამ კარგად იხსნება ჭარბ კალიუმის ციანიდში, რის შედეგადაც მიიღება კომპლექსური მარილი $\text{K}_4[\text{Fe(CN)}_6]$ – კალიუმის ფეროციანიდი, სისხლის ყვითელი მარილი.

FeCl_2 ოთახის ტემპერატურაზე ენერგიულად იერთებს ამიაკს და წარმოქმნის კომპლექსურ მარილს:



ცნობილია რკინა(II)-ის კომპლექსური მარილები აგრეთვე ორგანულ ლიგანდებთან, რომლებშიც რკინა(II)-ის საკოორდინაციო რიცხვი ტოლია 6.

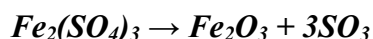
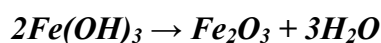
რკინის ორვალენტური იონების აღმოჩენა შეიძლება სამვალენტური რკინის კომპლექსური მარილის $K_3[Fe(CN)_6]$ – კალიუმის ფერიციანიდის ანუ სისხლის წითელი მარილის ხსნარის დამატებით:



$Fe_3[Fe(CN)_6]_2$ - ტურბულის ლურჯი (მუქი ლურჯი).

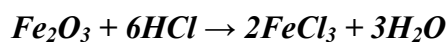
რკინა(III)-ის ნაერთები

რკინა(III)-ის ოქსიდი – Fe_2O_3 – რკინის ოქსიდი მიიღება რკინა(III)-ის ჰიდროქსიდის ან მარილების დაშლით:

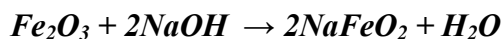


Fe_2O_3 – რკინის ოქსიდი წყალში უხსნადი მურა ფერის ნივთიერებაა. რკინის ოქსიდი (ოხრა, მუშია) გამოიყენება ზეთის საღებავების მოსამზადებლად.

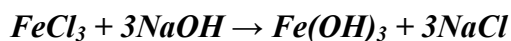
Fe_2O_3 კარგად იხსნება მჟავებში:



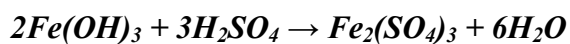
იგი ამჟღავნებს სუსტ ამფოტერულ თვისებებს. ტუტეებთან შელღობით წარმოქმნის მეტარკინოვანი მჟავას $HFeO_2$ -ის მარილებს – ფერიტებს:



რკინა(III)-ის ჰიდროქსიდი – $Fe(OH)_3$ – წყალში მცირედხსნადი მოყავისფრო – წითელი ნივთიერებაა. მიიღება შესაბამისი მარილების ხსნარებზე ტუტეების მოქმედებით:



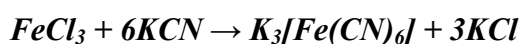
$Fe(OH)_3$ – სუსტი ფუქია, სუსტად გამოხატული ამფოტერული თვისებებით, იხსნება მჟავებსა და ტუტეებში:



სამვალენტიანი რკინის მარილები მიიღება, როგორც ალენიშნეთ, ორვალენტიანი რკინის მარილების ჟანგით ან სამვალენტიანი რკინის ოქსიდზე ან ჰიდროქსიდზე მუაგების მოქმედებით.

Fe_3O_4 – ($FeO \cdot Fe_2O_3$) – შეიძლება განვიხილოთ როგორც $HFeO_2$ -ის მეტარკინოვანი მუაგას მარილი $Fe^{+2}(FeO_2)_2$ – რკინის მეტაფერიტი.

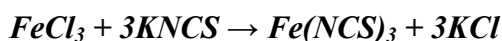
Fe(III) – წარმოქმნის კომპლექსურ მარილებს, რომლებშიც რკინის საკოორდინაციო რიცხვია 6:



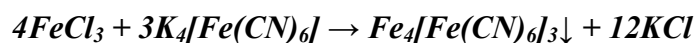
სადაც $K_3[Fe(CN)_6]$ - კალიუმის ფერიციანიდი, სისხლის წითელი მარილია.

Fe(III) წარმოქმნის როგორც ანიონური, ისე კატიონური ტიპის კომპლექსურ მარილებს.

Fe(III) – იონებისათვის დამახასიათებელია თვისებითი რეაქცია NCS^- როდნო (თიოციანატ) იონებთან. Fe^{+3} – იონები როდნო იონებთან წარმოქმნის სისხლისფერ წითელ Fe(III) როდანიდს $-Fe(NCS)_3$:



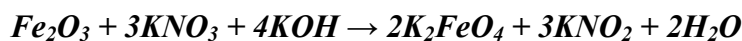
Fe^{3+} - იონებისთვის დამახასიათებელია აგრეთვე თვისებითი რეაქცია, სისხლის ყვითელ მარილთან:

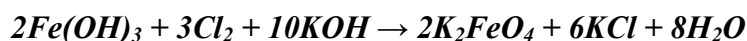


$Fe_4[Fe(CN)_6]_3$ – ბერლინის ლაჟვარდი, ლურჯი ფერის ნალექი.

რკინა(VI)-ის ნაერთები

რკინა(VI)-ის ოქსიდი FeO_3 და მისი შესაბამისი მუაგა H_2FeO_4 თავისუფალი სახით ცნობილი არ არის. ცნობილია მისი შესაბამისი მარილები – ფერატები. ფერატები მიიღება Fe_2O_3 –ზე ან $Fe(OH)_3$ -ზე ძლიერი მუანგაგების მოქმედებით:





მიიღება წითელი ფერის K_2FeO_4 – კალიუმის ფერატი. ფერატები ძლიერი მჟანგავებია. წყალში გახსნისას ადვილად იშლებიან:



რკინა ბიოლოგიურად აქტიური ლითონია. რკინა შედის სისხლის შემადგენლობაში და აქტიურ მონაწილეობას ღებულობს სასიცოცხლო პროცესებში. რკინის ნაერთებს იყენებენ მედიცინაში, სოფლის მეურნეობაში. რკინა და მისი შენადნობები გამოიყენება მრეწველობის და ტექნიკის თითქმის ყველა დარგში.

კობალტი

ბუნებაში გავრცელება

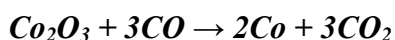
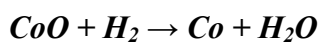
კობალტი ბუნებაში გვხვდება მცირე რაოდენობით. იგი ბუნებაში გავრცელებულია ძირითადად ნაერთების სახით. მისი ბუნებრივი ნაერთებიდან მნიშვნელოვანია:

კობალტინი – $CoAsS$,

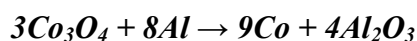
სმალტინი – $CoAs_2$, კობალტის ნაერთები მინარეგების სახით გვხვდება სხვა ლითონების მადნებში. მხოლოდ კობალტის მინერალები იშვიათად გვხვდება.

მიღების ხერხები

ბუნებრივ მადნებში კობალტის მცირე შემცველობის გამო ლითონური კობალტის მიღება საკმარისად რთული პროცესია. ამ მიზნით ახდენენ კობალტის მადნების კონცენტრირებას და შემდეგ გამოწვით კობალტის ოქსიდების მიღებას. კობალტის ოქსიდებიდან კობალტს ღებულობენ აღმდგენელების მოქმედებით:



ლითონურ კობალტს ღებულობენ აგრეთვე კობალტის უანგბადოვანი ნაერთებიდან ალუმინოთერმული აღდგენით:



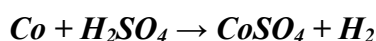
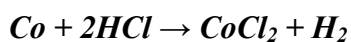
ზესუფთა ლითონურ კობალტს ღებულობენ მისი მარილების ხსნარების ელექტროლიზით და შემდგომი ელექტროლიტური გასუფთავებით.

ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

კობალტი რკინის მსგავსად მორუხო თეთრი ფერის, ბზინვარე ლითონია. კობალტი, როგორც ფიზიკური ისე ქიმიური თვისებებით ძალიან ჰგავს რკინას. რკინის მსგავსად კობალტი ფერომაგნიტურია, მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე გადადის პარამაგნიტურ მოდიფიკაციაში.

კობალტი რკინასთან შედარებით ნაკლებ აქტიური ლითონია. კობალტი წარმოქმნის ნაერთებს – სადაც ჟანგვითი რიცხვია +2, +3 იშვიათად +4. მშრალ ჰაერზე ჩვეულებრივ პირობებში თითქმის არ იცვლება. ჟანგბადთან შედის რეაქციაში მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე (300⁰) და წარმოქმნის ოქსიდებს CoO, Co₂O₃, Co₃O₄.

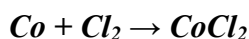
მაღალ ტემპერატურაზე კობალტი იხსნება განზავებულ მჟავებში, მაგრამ უფრო ძნელად ვიდრე რკინა:



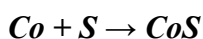
ცივ კონცენტრირებულ აზოტმჟავაში და გოგირდმჟავაში პასიურდება. იხსნება ცხელ კონცენტრირებულ აზოტმჟავაში და გოგირდმჟავაში.

კობალტი იხსნება აგრეთვე მლღობ მჟავაში და „სამეფო წყალში“.

კობალტი მაღალ ტემპერატურაზე ურთიერთქმედებს თითქმის ყველა არალითონთან:

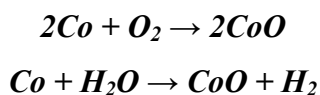


ანალოგიურ ნაერთებს წარმოქმნის სხვა ჰალოგენებთანაც. კობალტი უერთდება გოგირდს:

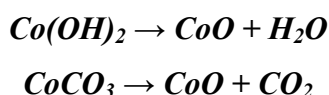


კობალტ(II)-ის ნაერთები

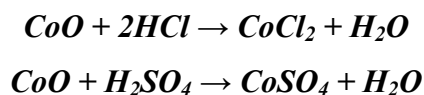
კობალტ(II)-ის ოქსიდი – CoO – კობალტის ქვეჟანგი, (ქვეოქსიდი) რუხი – მწვანე ფერის მყარი ნივთიერებაა. მიიღება მაღალ ტემპერატურაზე ჟანგბადის ან წყლის ორთქლის მოქმედებით:



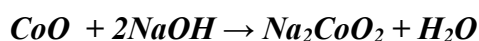
CoO – მიიღება აგრეთვე შესაბამისი ჰიდროქსიდის ან მარილების დაშლით:



CoO არ იხსნება წყალში. ხასიათდება ფუძე ოქსიდის თვისებებით. იხსნება მჟავებში:

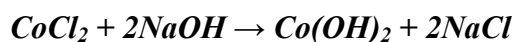


CoO – არ იხსნება ტუტეებში. ტუტეებთან ურთიერთქმედებს მაღალ ტემპერატურაზე შელღობისას:



მიიღება ლურჯი ფერის ნატრიუმის კობალტიტი – Na_2CoO_2 .

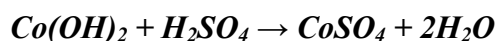
კობალტ(II)-ის ჰიდროქსიდი – Co(OH)_2 – ვარდისფერი, წყალში უხსნადი ფუძეა. იგი მიიღება შესაბამის მარილებზე ტუტეების მოქმედებით:



Co(OH)_2 ჰაერზე თანდათანობით იჟანგება და გადადის მურა ფერის სამვალენტო ჰიდროქსიდში. ძლიერი მჟანგველების მოქმედებით ჟანგვის რეაქცია მიმდინარეობს სწრაფად:



Co(OH)_2 ადვილად იხსნება მჟავებში:

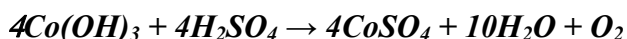


ტუტეების ცხელ ხსნარებში გახსნისას წარმოიქმნება კაშკაშა ლურჯი ფერის ჰიდროქსოკობალტიტები:

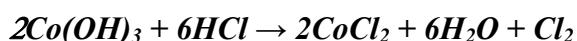


Co(II) წარმოქმნის, როგორც კატიონური $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$, ისე ანიონური $\text{Na}_2[\text{CoCl}_4]$, $\text{K}_4[\text{CoBr}_6]$ ტიპის კომპლექსურ მარილებს. Co(II) –ის კომპლექსური მარილები არამდგრადებია და მჟანგველების მოქმედებით ადვილად გადადიან Co(III)-ის კომპლექსურ მარილებში.

Co(III) –ის ბინალური ნაერთები და მარილები არამდგრადებია. Co(OH)_3 –ზე მჟავების მოქმედებით მიიღება არა შესაბამისი მარილები, არამედ Co(II)-ის მარილები და გამოიყოფა ჟანგბადი:



ხოლო მარილმჟავასთან მოქმედებისას გამოიყოფა ქლორი:

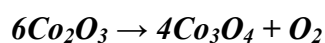


სამკალენტიანი კობალტის ნაერთებიდან შედარებით მდგრადია Co_2O_3 და Co_3O_4 .

კობალტ(III)-ის ოქსიდი – Co_2O_3 – შავი ფერის წვრილი კრისტალური ნივთიერებაა. მიიღება Co(II) ნიტრატის დაშლით:



გახურებით გარდაიქმნება Co_3O_4 -ად:



Co_3O_4 შეიძლება განვიხილოთ როგორც $\text{CoO} \cdot \text{Co}_2\text{O}_3$, ან როგორც $\text{Co}(\text{CoO}_2)_2 \cdot \text{Co}_3\text{O}_4$ -ს. აქვს Fe_3O_4 -ის ანალოგიური კრისტალური მესერი.

ცნობილია კობალტ(IV)-ის ოქსიდი – CoO_2 - შავი ფერის მყარი ნივთიერებაა. ანალოგიური ოქსიდი რკინისთვის არ არის ცნობილი.

Co(III) წარმოქმნის, როგორც კატიონური ისე ანიონური ტიპის კომპლექსურ ნაერთებს. ცნობილია Co(III) -ის მრავალი მდგრადი კორდინაციული ნაერთი: მაგ. $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]\text{Cl}_3$, $\text{K}_3[\text{CoCl}_6]$ და სხვ.

CoO და Co_2O_3 გამოიყენება ლურჯი ფერის მინანქარის დასამზადებლად. კობალტის ფხვნილი გამოიყენება კატალიზატორად.

დიდი გამოყენება აქვს კობალტის შენადნობებს. კობალტი მრავალ ლითონთან წარმოქმნის შენადნობებს და აუმჯობესებს მათ ტექნიკურ თვისებებს. კობალტის შენადნობებისაგან ამზადებენ მუდმივ მაგნიტებს, მჭრელ ინსტრუმენტებს. კობალტის შენადნობები გამოიყენება აგრეთვე ავტომშენებლობაში და რაკეტულ ტექნიკაში. კობალტის ნაერთები გამოიყენება მედიცინაში და სოფლის მეურნეობაში.

ნიკელი

ბუნებაში გავრცელება

ნიკელი კობალტთან შედარებით უფრო მეტი რაოდენობით გვხვდება ბუნებაში. გავრცელებულია როგორც თვითნაბადი ისე ნაერთების სახით. ნიკელის ბუნებრივი მინერალებიდან მნიშვნელოვანია:

მილერიტი – NiS ,

ნიკელინი – NiAs ,

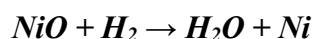
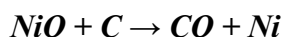
ხლოანციტი – NiAs_2 ,

გერსდორფიტი – NiAsS ,

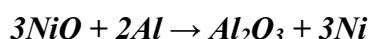
ულმანიტი – NiAsSb და სხვ. ნიკელის სულფიდური მადნები ხშირად შეიცავენ კობალტს, პლატინის ჯგუფის ლითონებს, ოქროს და სხვ. ნიკელს შეიცავენ აგრეთვე ლითონური მეტეორიტები.

მიღების ხერხები

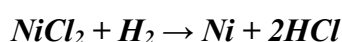
ნიკელის მადნები ნიკელს შეიცავენ მცირე რაოდენობით. ამიტომ მადნებიდან ნიკელის მისაღებად აუცილებელია მათი გამდიდრება. შემდეგ მადანს ამუშავებენ და ღებულობენ NiO, საიდანაც ნიკელს აღადგენენ აღმდგენელის მოქმედებით:



ნიკელს ღებულობენ აგრეთვე ალუმინოთერმული მეთოდით:



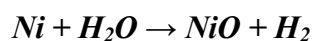
ან მაღალ ტემპერატურაზე NiCl₂-ის წყალბადით აღდგენისას:



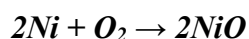
ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

ლითონური ნიკელი – მორუხო-თეთრი ფერის, კობალტთან შედარებით უფრო რბილი ლითონია. ნიკელი ადვილად იწელება, მდგრადია ჰაერისა და ტენის მიმართ, რკინასთან შედარებით ნაკლებად ფერომაგნიტურია.

ქიმიურად ნიკელი არააქტიური ლითონია. დაბალ ტემპერატურაზე ჰაერის და ტენის მიმართ უფრო მდგრადია, ვიდრე რკინა, მაგრამ მაღალ ტემპერატურაზე შლის წყალს:



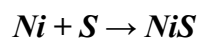
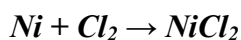
მაღალ ტემპერატურაზე ნიკელი უერთდება ჟანგბადს:



მიიღება მწვანე ფერის NiO.

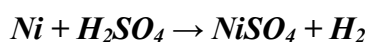
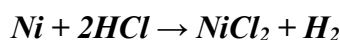
წვრილად დაწილადებული მყარი და გაღვლილი ნიკელი უფრო კარგად შთაქნთქავს წყალბადს ვიდრე რკინა და კობალტი.

მაღალ ტემპურატურაზე ნიკელი ენერგიულად მოქმედებს ჰალოგენებთან, გოგირდთან და სხვ.:



დაახლოებით 1000°C-ზე ნიკელი დიდი რაოდენობის სითბოს გამოყოფით უერთდება ალუმინს და წარმოქმნის NiAl, NiAl₂ და NiAl₃. რკინასთან, კობალტთან, სპილენძთან და ქრომთან ნიკელი წარმოქმნის მყარ ხსნარებს.

მჟავების მიმართ ნიკელი უფრო მდგრადია, ვიდრე რკინა. განზავებული მჟავები ნიკელზე ძნელად მოქმედებენ:



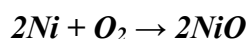
რკინის და კობალტის მსგავსად ცივ კონცენტრირებულ აზოტმჟავაში პასიურდება. კარგად იხსნება ცხელ კონცენტრირებულ აზოტმჟავაში:



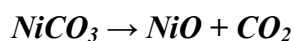
ნიკელის ჟანგვითი რიცხვი ნაერთებში ტოლია +2 ან +3.

ნიკელ(II)-ის ნაერთები

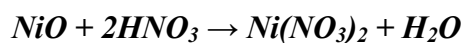
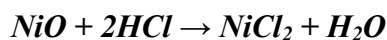
ნიკელ(II)-ის ოქსიდი – NiO – მწვანე ფერის ფხვნილია. ბუნებაში გვხვდება მცირე რაოდენობით. მიიღება მაღალ ტემპურატურაზე ნიკელის წვით ჟანგბადში:



ან კარბონატის, სულფატის, ნიტრატის დაშლით:

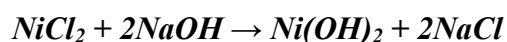


NiO – წყალში უხსნადია. ხასიათდება ფუძე თვისებებით. იხსნება მჟავებში:



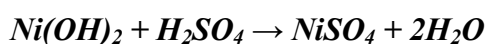
წარმოქმნის ორვალენტიანი ნიკელის შესაბამის მარილებს.

Ni(II) მარილების ხსნარებზე ტუტეების მოქმედებით მიიღება ნიკელ (II)-ის ჰიდროქსიდი – Ni(OH)₂:

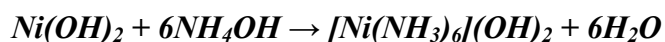


გამოიყოფა მწვანე ფერის ნალექის სახით. ხსნარში დიდხანს დატოვებისას ნალექი გადადის წვრილკრისტალურ მდგომარეობაში.

Ni(OH)₂ – ხასიათდება ფუძე თვისებებით, იხსნება მჟავებში:

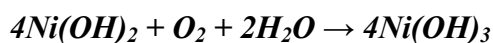


იხსნება აგრეთვე ამიაკში ან ამონიუმის მარილებში:



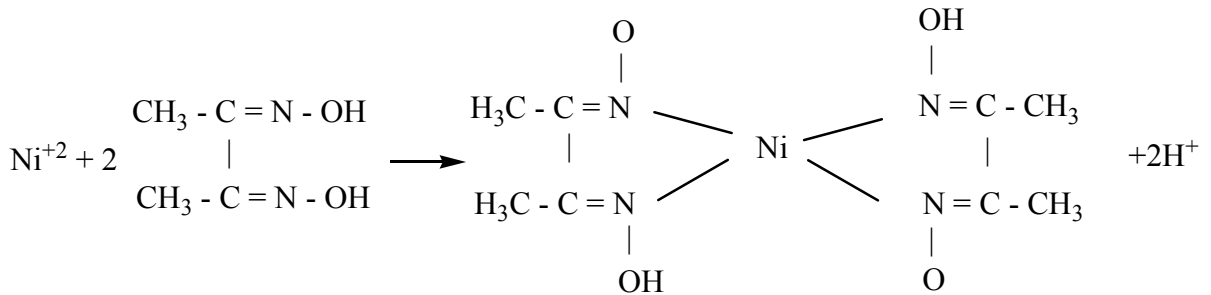
წარმოიქმნება Ni(II) კომპლექსური მარილები.

Ni(OH)₂ ორვალენტიანი რკინის და კობალტის ჰიდროქსიდისაგან განსხვავებით უფრო მდგრადია და იუანგება მხოლოდ ძლიერი მჟანგავების მოქმედებით:



ცნობილია ნიკელ(II)-ის, როგორც კატიონური, ისე ანიონური კომპლექსური ნაერთები, სადაც ნიკელის საკოორდინაციო რიცხვი ტოლია 4 ან 6. მაგ. [Ni(NH₃)₄]I₂, [Ni(NH₃)₆]Cl₂, K₂[Ni(CN)₄] და სხვ.

ნიკელისათვის დამახასიათებელია აგრეთვე შიდაკომპლექსური ნაერთების წარმოქმნა. ნიკელი დიმეთილგლიოქსიმთან (ხუგავეის რეაქტივი) წარმოქმნის წითელი ფერის, წყალში უხსნად ნიკელის დიმეთილგლიოქსიმატს:

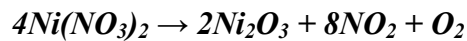


ნიკელ(II)-ის დიმეთილგლიოქსიმატის წარმოქმნა გამოიყენება ანალიზურ ქიმიაში ნიკელის აღმოსაჩენად.

ნიკელ(III)-ის ნაერთები

ნიკელის ნაერთები სადაც ჟანგვითი რიცხვი +3 არამდგრადია, ამიტომ მათი რაოდენობა მეტად მცირეა.

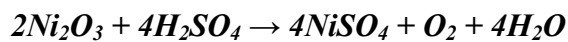
ნიკელ(III)-ის ოქსიდი – Ni_2O_3 – მიიღება Ni(II)-ის კარბონატის ან ნიტრატის დაშლით ჰაერის თანაობისას (300°C):



გამოიყოფა შავი ფერის ფხვნილის სახით. Ni_2O_3 - ძლიერი მუანგავია. იხსნება მარილმუავაში:



ხოლო H_2SO_4 -ში გახსნისას გამოიყოფა O_2 :



ნიკელ(III)-ის ჰიდროქსიდი – $\text{Ni}(\text{OH})_3$ – მიიღება $\text{Ni}(\text{OH})_2$ -ზე ძლიერი მუანგავების მოქმედებით ტუტე გარემოში:



$\text{Ni}(\text{OH})_3$ – არამდგრადია, სუსტად გამოხატული ფუძე თვისებებით. იხსნება მუავებში ამ დროს წარმოიქმნება Ni(II)-ის მარილები.

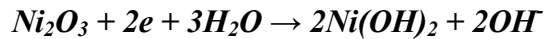
$\text{Ni}(\text{III})$ -ის ნაერთებიდან Ni_2O_3 -ს დიდი პრაქტიკული მნიშვნელობა აქვს. ის გამოიყენება ტუტე აკუმულატორებში.

რკინა - ნიკელის (ედისონის) აკუმულატორის ერთი ფირფიტა-ანოდი წარმოადგენს Ni_2O_3 , ხოლო მეორე – კათოდი წვრილად დაქუცმაცებულ რკინას.

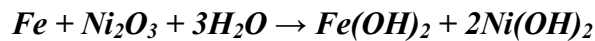
აკუმულატორის განმუხტვისას რკინა კარგავს ელექტრონებს და წარმოქმნის Fe^{+2} იონებს. ისინი უკავშირდებიან OH^- იონებს და წარმოიქმნება $Fe(OH)_2$. რკინის მიერ გაცემული ელექტრონები აღადგენენ Ni_2O_3 -ს და წარმოიქმნება $Ni(OH)_2$:

კათოდზე:

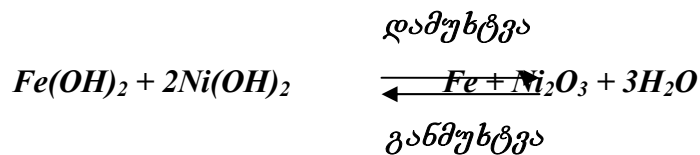
ანოდზე:



შეჯამებულად ეს პროცესი გამოისახება შემდეგი რეაქციით:



აკუმულატორის დამუხტვისას რეაქცია მიმდინარეობს საპირისპიროდ. აქედან გამომდინარე აკუმულატორის დამუხტვის და განმუხტვის ქიმიური პროცესი გამოისახება შემდეგი რეაქციის ტოლობით:



ნიკელის საერთო რაოდენობის დაახლოებით 10% იხმარება ლითონების დასაფარავად კოროზიის საწინააღმდეგოდ.

დიდი რაოდენობით ნიკელი გამოიყენება სხვადასხვა ლითონებთან შენადნობების დასამზადებლად. ნიკელის დამატება ფოლადს ანიჭებს მექანიკურ მდგრადობას.

ნიკელის შენადნობები სპილენძთან, რომელიც ნიკელს შეიცავს დიდი რაოდენობით, კოროზიას თითქმის არ განიცდის და გამოიყენება ქიმიურ მრეწველობაში, გემთმშენებლობასა და თვითმფრინავმშენებლობაში.

წვრილად დაწილადებული ნიკელი გამოიყენება კატალიზატორად, მრავალ ქიმიურ პროცესში. ნიკელის ზოგიერთი ნაერთი გამოიყენება პიგმენტის სახით საღებავების წარმოებაში.

VIII ჯგუფის თანაური ძველჯგუფის ელემენტების ბიოლოგიური როლი

რკინა. რკინა სასიცოცხლო პროცესებისთვის აუცილებელი ელემენტია. ცხოველების და მცენარეების თითქმის ყველა უჯრედი შეიცავს რკინას, როგორც

ორგანულ ნივთიერებებთან დაკავშირებულ, ისე თავისუფალი იონების სახით. ჰემოგლობინი შედგება დიდი მოლეკულური მასის მქონე ცილისგან, რომელსაც გლობინი ეწოდება. გლობინი უშუალოდაა დაკავშირებული სისხლის მღებავ ნივთიერებასთან – გემასთან, რომელიც შეიცავს კოორდინაციულად დაკავშირებულ ერთ ატომ რკინის (II) იონს. რკინის ატომი სუსტი პეროქსიდული ბმით დაკავშირებულია ერთ მოლეკულა ჟანგბადთან. ეს ნივთიერება (ოქსიჰემოგლობინი) წარმოადგენს ჟანგბადის გადამტანს ფილტვებიდან ქსოვილებში.

უჯრედები შეიცავენ რკინის სხვა ნაერთებსაც ცილებთან, რომლებიც მსგავსებია ჰემოგლობინის, მაგრამ ასრულებენ მუანგველი და აღმდგენელი ფერმენტების ფუნქციას. ეს ნივთიერებებია ციტოქრომები და სასუნთქი ფერმენტი, რომლებიც შეიცავენ რკინას (II) აღდგენილ მდგომარეობაში, ხოლო რკინას (III) – დაჟანგულ მდგომარეობაში. ერთი ჟანგვითი რიცხვიდან მეორეში გადასვლის პროცესზეა დაფუძნებული ამ ნივთიერებების კატალიზური მოქმედება ორგანიზმში საკვები ნივთიერებების ჟანგვით პროცესებზე.

ორგანიზმში რკინის ნაკლებობა იწვევს სისხლნაკლებობას (ანემიას), სისხლის დაავადებებს, საერთო სისუსტეს, სიგამხდრეს და სხვ.

კობალტი. კობალტი, ისევე როგორც რკინა, ორგანიზმისთვის აუცილებელი მიკროელემენტია. მას დიდი მნიშვნელობა აქვს როგორც მცენარეების, ასევე ცხოველების საციცოცხლო პროცესებისათვის. ორგანიზმში კობალტი ძირითადად არსებობს ვიტამინ B₁₂-ის სახით.

კობალტი მონაწილეობს სისხლის წარმოქმნაში, აგრეთვე ნახშირწყლების, მინერალების, ცილების, ცხიმების მიმოცვლაში.

ყველა სახის სისხლნაკლებობის (ინფექციური, ტოქსიკური, ავთვისებიანი) ძირითადი მიზეზია კობალტის უკმარისობა. ამიტომ სისხლნაკლებობის დროს ექიმები პაციენტს აძლევენ კობალტის შემცველ პრეპარატებს. იმ ადგილებში, სადაც ნიადაგი შეიცავს მცირე რაოდენობით კობალტს, ადამიანები და ცხოველები ავადდებიან ანემიით.

კობალტს დიდი მნიშვნელობა აქვს დიაბეტით დაავადებული ადამიანების მკურნალობისათვის, რადგანაც იგი ხელს უწყობს კუჭკვეშა ჯირკვლის ნორმალურ მუშაობს.

კვების პროდუქტებიდან კობალტს შეიცავს მარცვლეული და წიწიბურა.

ნიკელი. ნიკელს რკინასთან და კობალტონ შედარებით, ნაკლები მნიშვნელობა აქვს ორგანიზმის სასიცოცხლო პროცესებისათვის, რაც გამოწვეულია მისი ქიმიური ინერტულობით. მიუხედავად ამისა, ნიკელი კობალტის მსგავსად მონაწილეობს სისხლისა და ნახშირწყლების წარმოქმნაში. ამასთანავე იგი ტოქსიკურ ელემენტს წარმოადგენს. ორგანიზმში ნიკელის დიდი რაოდენობით არსებობა იწვევს მოწამვლას.

თავი VII

პლატინის ჯგუფის ლითონები

პლატინის ჯგუფის ყველა ელემენტი – რუთენიუმი, როდიუმი, პალადიუმი, ოსმიუმი, ირიდიუმი და პლატინა ბუნებაში გვხვდება თავისუფალი ლითონების სახით, რკინასთან, სპილენძთან და ოქროსთან ერთად. ისინი გვხვდებიან გრანულების ან თვითნაბადი მადნების სახით. მადნები ძირითადად შეიცავენ პლატინას 77 – 80% და რკინას 7 – 10%. პლატინის ჯგუფის დანარჩენი ლითონების რაოდენობა დაახლოებით 1,5 – 2,8%. მადნები ყველაზე მცირე რაოდენობით შეიცავენ რუთენიუმს. მადნებიდან პლატინის ჯგუფის ლითონების მიღება საკმარისად რთული პროცესია.

ელემენტი	ატომური მასა	ატომის ელექტრონული კონფიგურაცია	ელექტროუარყოფითობა	ჟანგვითი რიცხვი
⁴⁴ Ru	101,07	4s ² 4p ⁶ 4d ⁷ 5s ¹	1,42	(+1), (+2), +3, +4, +6, +8
⁴⁵ Rh	102,905	4s ² 4p ⁶ 4d ⁸ 5s ¹	1,45	+3, +4, (+6)
⁴⁶ Pd	106,42	4s ² 4p ⁶ 4d ¹⁰ 5s ⁰	1,35	+2, +4
⁷⁶ Os	190,23	4s ² 4p ⁶ 4d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 5d ⁶ 6s ²	1,52	+6, +8
⁷⁷ Ir	192,22	4s ² 4p ⁶ 4d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 5d ⁷ 6s ²	1,55	+2, +3, +4, (+6)
Pt	195,08	4s ² 4p ⁶ 4d ¹⁰ 4f ¹⁴ 5s ² 5p ⁶ 5d ⁹ 6s ¹	1,44	+2, +4, (+6)

ლაბორატორიული გზით მათი მიღება შეიძლება შესაბამისი მარილების წყალხსნარებიდან ისეთი აღმდგენელების მოქმედებით, როგორცაა ჰიდრაზინი, ჰიდროქსილამინი, ფორმალდეჰიდი და სხვ.

პლატინის ჯგუფის ყველა ლითონი თავისუფალ მდგომარეობაში მორუხო თეთრი ფერის ბზინვარე ლითონებია. ხასიათდებიან რკინასთან შედარებით მაღალი ღებობის ტემპერატურებით. ზოგიერთი მათგანი განსაკუთრებით ძნელად ღებობადია. რუთენიუმი და ოსმიუმი განსაკუთრებით სალი ლითონებია, მაგრამ ამავე დროს მყიფე ლითონებია, რის გამოც ადვილად შეიძლება მათი გადაყვანა ფხვნილის მდგომარეობაში. როდიუმი, პალადიუმი და პლატინა ნაკლებად სალია და ძალიან წვეადებია, ამიტომ მათგან შეიძლება უწვრილესი მავთულების მიღება. მიუხედავად იმისა, რომ ირიდიუმი ძალიან სალია, მაინც შეიძლება მისი ადვილად დამუშავება.

ქიმიურად პლატინის ჯგუფის ლითონები არააქტიური ლითონებია. მდგრადია ქიმიური რეაგენტების, განსაკუთრებით მჟავების მიმართ. რუთენიუმი, ოსმიუმი და ირიდიუმი არ იხსნებიან მჟავებში და „სამეფო წყალში“. პალადიუმი და პლატინა იხსნებიან „სამეფო წყალში“. მიუხედავად იმისა, რომ რუთენიუმი, ოსმიუმი, როდიუმი და ირიდიუმი მიეკუთვნებიან კეთილშობილ ლითონებს, მაღალ ტემპერატურაზე უერთდებიან ჟანგბადს და წარმოქმნიან შესაბამის ოქსიდებს. პალადიუმი ძალიან ძნელად უერთდება ჟანგბადს, ხოლო პლატინაზე ჟანგბადი პრაქტიკულად არ მოქმედებს.

პლატინის ჯგუფის ლითონები წარმოქმნიან სხვადასხვა ჟანგვითი რიცხვის შესაბამის ნაერთებს. ჯგუფის ნომრის ტოლი (VIII) ჟანგვითი რიცხვი ახასიათებს მხოლოდ რუთენიუმს და ოსმიუმს, პლატინის და ირიდიუმის მაქსიმალური ჟანგვითი რიცხვია +6. მოცემული ლითონებისთვის ყველაზე მეტად დამახასიათებელია ჟანგვითი რიცხვი +4.

პლატინის ჯგუფის ყველა ლითონი წარმოქმნის მდგრად კომპლექსურ ნაერთებს.

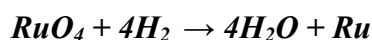
რუთენიუმი

ბუნებაში გავრცელება

ბუნებაში რუთენიუმი გვხვდება პოლილითონური მადნებში პლატინასთან და პალადიუმთან ერთად. რუთენიუმი გვხვდება აგრეთვე ირიდიუმთან, როდიუმთან და პლატინასთან ერთად შელღობილ თვითნაბად მდგომარეობაში. იშვიათად გვხვდება სულფიდური მადნების სახით.

მიღების ხერხები

პლატინის ჯგუფის ლითონების შემცველი მადნების დამუშავების შედეგად ღებულობენ RuO_4 -ს, რომლიდანაც ლითონურ რუთენიუმს ადადგენენ სხვადასხვა აღმდგენლების მოქმედებით:

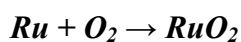


ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

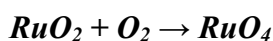
რუთენიუმი – მორუხო-თეთრი ფერის ბზინვარე ლითონია. ხასიათდება განსაკუთრებით დიდი სისაღით და მაღალი ლღობის ტემპერატურით.

რუთენიუმი ჩვეულებრივ პირობებში ჟანგბადისა და ტენის მიმართ საკმარისად მდგრადია. არ იხსნება მჟავებში და „სამეფო წყალში“.

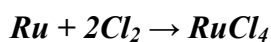
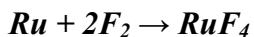
მაღალ ტემპერატურაზე რუთენიუმი უშუალოდ უერთდება ჟანგბადს:



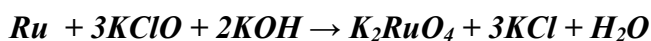
წარმოიქმნება მოლურჯო შავი ფერის RuO_2 . უფრო მაღალ ტემპერატურაზე (1000°C) RuO_2 იჟანგება და წარმოიქმნება RuO_4 :



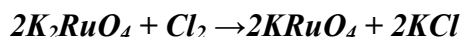
გახურებისას რუთენიუმი უერთდება ჰალოგენებს, გოგირდს:



რუთენიუმის ფხვნილის შევსებით ტუტეებთან მჟანგავების თანაობისას წარმოიქმნება რუთენატები:



კალიუმის რუთენატი – K_2RuO_4 – მწვანე ფერის კრისტალური ნივთიერებაა. წყალში გახსნისას ხსნარი ღებულობს წითელ შეფერილობას. თუ ამ ხსნარში გავატარებთ ქლორს, წარმოიქმნება შავი ფერის კალიუმის პერრუთენატი:

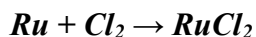


კალიუმის რუთენატი – K_2RuO_4 და კალიუმის პერრუთენატი – KRuO_4 დიდ მსგავსებას იჩენენ კალიუმის მანგანატთან და პერმანგანატთან.

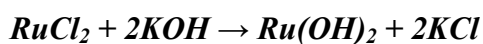
რუთენიუმ(II)-ის ნაერთები

რუთენიუმ(II)-ის ნაერთებიდან ცნობილია RuCl_2 , RuBr_2 , Ru(OH)_2 , RuS და სხვ.

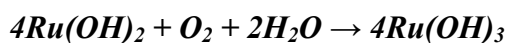
რუთენიუმ(II)-ის ქლორიდი – RuCl_2 – მიიღება მაღალ ტემპერატურაზე, რუთენიუმის მოქმედებით ქლორთან:



რუთენიუმ(II)-ის ჰიდროქიდი – Ru(OH)_2 – RuCl_2 –ის ხსნარზე ტუტეების მოქმედებით მიიღება ყავისფერი ნალექის სახით:



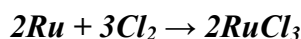
$Ru(OH)_2$ არამდგრადია იგი ადვილად იჟანგება შავი ფერის $Ru(OH)_3$ წარმოიქმნით:



რუთენიუმ(II) წარმოქმნის კომპლექსურ მარილებს მაგალითად $K_4[RuCl_6]$, $K_4[Ru(CN)_6] \cdot 3H_2O$ და სხვ.

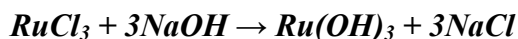
რუთენიუმ(III)-ის ნაერთები

რუთენიუმის გახურებით ($450^\circ C$ - მდე) ქლორის არეში წარმოიქმნება $RuCl_3$:



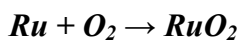
რუთენიუმ(III)-ის ქლორიდი – $RuCl_3$ – წყალში მცირედ იხსნება. ტუტე ლითონების ჰალოგენიდებთან გახურებისას წარმოქმნის კომპლექსურ მარილებს. მაგ. $Na_2[RuCl_5]$, $K_2[RuBr_5]$ და სხვ.

რუთენიუმ(III)-ის მარილებზე ტუტეების მოქმედებით მიიღება $Ru(OH)_3$ შავი ფერის ნალექის სახით:



რუთენიუმ(IV)-ის ნაერთები

რუთენიუმ(IV)-ის ოქსიდი – RuO_2 – მიიღება რუთენიუმის გახურებით ($600^\circ C$) ჟანგბადის არეში:



RuO_2 – ლურჯი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა. მცირედ იხსნება წყალში.

რუთენიუმ(IV)-ის ჰიდროქსიდი – $Ru(OH)_4$ – შავი ფერის ნივთიერებაა. მცირედ იხსნება წყალში.

რუთენიუმ(IV)-ის ქლორიდი – $RuCl_4$ – მიიღება RuO_4 -ის მარილმუავათი ადღგენისას:

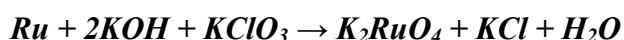


$RuCl_4$ -ზე ტუტე ლითონების ქლორიდების მოქმედებით მიიღება კომპლექსური მარილები: $Na_2[RuCl_6]$, $K_2[RuCl_6]$.

რუთენიუმ(V)-ის ნაერთები არამდგრადებია ამიტომ მათი რაოდენობა ძალიან მცირეა.

რუთენიუმ(VI)-ის ნაერთები

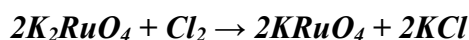
ექვსვალენტიანი რუთენიუმის ნაერთებიდან აღსანიშნავია K_2RuO_4 , რომელიც მიიღება რუთენიუმზე ტუტე არეში მუანგავეების მოქმედებით:



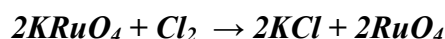
K_2RuO_4 – მწვანე ფერის კრისტალური ნივთიერებაა.

რუთენიუმ(VII)-ის ნაერთები

რუთენიუმ(VII)-ის ნაერთებიდან მდგრადია $KRuO_4$. მისი მიღება შეიძლება K_2RuO_4 -ის დაუანგვით:

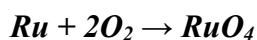


ჭარბი რაოდენობის ქლორის მოქმედებით საბოლოოდ მიიღება RuO_4 :



რუთენიუმ(VIII)-ის ნაერთები

რუთენიუმ(VIII)-ის ოქსიდი – RuO_4 – მიიღება $1000^{\circ}C$ -ზე გახურებულ რუთენიუმზე უანგბადის მოქმედებით:



RuO_4 – ოქროსფერი ნივთიერებაა. წარმოადგენს ძლიერ მუანგველს;



RuO_4 – იხსნება წყალში.

ღრუბლისებური რუთენიუმი გამოიყენება კატალიზატორად მრავალ ქიმიურ პროცესში.

რუთენიუმი ძირითადად გამოიყენება შენადნობების სახით. რუთენიუმი წარმოქმნის შენადნობებს პლატინის ჯგუფის თითქმის ყველა ლითონთან. რუთენიუმის შენადნობები გამოიყენება წარმოებაში და ტექნიკის მრავალ სფეროში.

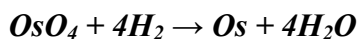
ოსმიუმი

ბუნებაში გავრცელება

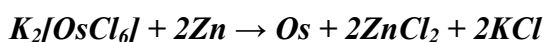
ბუნებაში ოსმიუმი გვხვდება პლატინის ჯგუფის ლითონებთან ერთად პოლილითონურ მადნებში. ოსმიუმი ირიდიუმთან ერთად გვხვდება მინერალ ოსმირიდიუმში.

მიღების ხერხები

პლატინის ჯგუფის ლითონების შემცველი მადნების დამუშავების შედეგად ღებულობენ OsO_4 , რომელიც აქროლადია და ადვილად გამოიხდება. OsO_4 -იდან ლითონურ ოსმიუმს ღებულობენ აღმდგენლების მოქმედებით:



ოსმიუმს ღებულობენ აგრეთვე მაღალ ტემპერატურაზე კალიუმის ჰექსაქლოროსმატზე თუთიის მოქმედებით:



ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

ოსმიუმი ვერცხლისფერი თეთრი, ბზინვარე ლითონია. გამოირჩევა დიდი სისაღით და ღებობის მაღალი ტემპერატურით. პლატინის ჯგუფის ლითონებიდან ოსმიუმი ყველაზე საღია. ოსმიუმი მყიფე და ძნელად დასამუშავებელი ლითონია.

ოსმიუმი რუთენიუმის მსგავსად მდგრადია გარემოსა და ქიმიური რეაგენტების მიმართ. ოთახის ტემპერატურაზე ოსმიუმი ძნელად იჟანგება, ხოლო მაღალ ტემპერატურაზე ფხვნილისებრი ოსმიუმი სწრაფად რეაგირებს ჟანგბადთან და წარმოქმნის OsO_4 .

მაღალ ტემპერატურაზე ლითონური ოსმიუმი მოქმედებს ჰალოგენებთან, გოგირდთან, ფოსფორთან, რის შედეგადაც მიიღება სხვადასხვა შედგენილობის ჰალოგენიდები, სულფიდი, ფოსფიდი და სხვ.

ლითონური ოსმიუმი მჟავებში და ტუტეებში არ იხსნება.

ქიმიურ ნაერთებში ოსმიუმის ჟანგვითი რიცხვი იცვლება +2-დან +8-მდე. ამასთან ყველაზე მდგრადია ნაერთები, სადაც ჟანგვითი რიცხვი +4 ან +6.

ოსმიუმ(II)-ის ნაერთები

ოსმიუმ(II)-ის ნაერთები არამდგრადებია. ამიტომ მათი რიცხვი მცირეა. ცნობილია OsO-ის შავი ფერის ფხვნილი. არ იხსნება წყალში და მჟავებში. მიიღება ოსმიუმის სულფიდის OsSO₃ და Na₂CO₃ ნარევის გაცხელებით CO₂-ის ატმოსფეროში.

ცნობილია ოსმიუმ(II)-ის ნაერთი ქლორთან OsCl₂, რომელიც მიიღება დაბალ წნევაზე OsCl₃ გაცხელებით:



ოსმიუმი (II) წარმოქმნის კომპლექსურ ნაერთებს: K₄[Os(CN)₆], K₄[OsCl₆] და სხვ.

ოსმიუმ(III)-ის შესაბამისი ნაერთები ძალიან მცირეა. ცნობილია Os₂O₃, OsCl₃, K₃[OsCl₆].

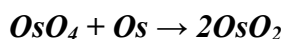
ოსმიუმ(III)-ის ოქსიდი – Os₂O₃ – ყავისფერი, წყალში უხსნადი ფხვნილია.

ოსმიუმ(III)-ის ქლორიდი – OsCl₃ – არსებობს პოლიმერის სახით (OsCl₃)_n – ყავისფერი კრისტალური ნივთიერებაა. OsCl₃ – იხსნება წყალში, გახურებისას იშლება თავისუფალი ქლორის გამოყოფით.

ოსმიუმ(IV)-ის ნაერთები

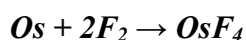
ოსმიუმის ნაერთები, სადაც ჟანგითი რიცხვია +4, შედარებით მდგრადია, ამიტომ მათი რაოდენობა დიდია.

ოსმიუმ(IV)-ის ოქსიდი – OsO₂ – მიიღება მაღალ ტემპერატურაზე OsO₄-ის ორთქლის მოქმედებით ლითონურ ოსმიუმთან:



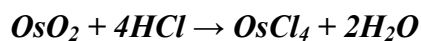
OsO₂ – ყავისფერი, წყალში მცირედ ხსნადი ფხვნილია. გახურებისას იშლება.

ოსმიუმ(IV)-ის ფტორიდი – OsF₄ – მიიღება 280⁰C-ზე გახურებულ ლითონურ ოსმიუმზე ფტორის მოქმედებით:



ამ დროს გარდა OsF₄, წარმოიქმნება სხვა შედგენილობის ფტორიდებიც.

ოსმიუმ(IV)-ის ქლორიდი – OsCl_4 – მიიღება OsO_2 -ზე ძლიერ კონცენტრირებული მარილმჟავას მოქმედებით:



OsCl_4 წყლის მოქმედებით იშლება და კვლავ მიიღება $\text{OsO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

ოსმიუმ(IV)-ის ჰალოგენიდები, ტუტე ლითონების ჰალოგენიდებთან წარმოქმნიან კომპლექსურ ნაერთებს: $\text{Na}_2[\text{OsCl}_6]$, $\text{K}_2[\text{OsCl}_6]$, $\text{K}_2(\text{OsF}_6)$ და სხვ.

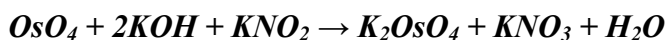
ანალოგიურად მიიღებიან ნაერთები ბრომთან და იოდთან.

ოსმიუმ(V)-ის ნაერთები თითქმის არ არის ცნობილი, თუ არ ჩავთვლით OsF_5 და $\text{Na}[\text{OsF}_6]$, რომლებიც არამდგრადებია.

ოსმიუმ(VI)-ის ნაერთები

ოსმიუმ(VI)-ის ნაერთებიდან ყველაზე მდგრადია ოსმატები, ქლოროქსიოსმატები, ქლორნიტროოსმატები.

ოსმატები მიიღებიან OsO_4 -ზე აღმდგენელების მოქმედებით ტუტეების თანაობისას:



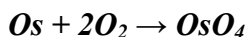
მიღებულია აგრეთვე შემდეგი ტიპის ოსმატები: $\text{K}_2[\text{OsO}_2\text{Cl}_4]$, $\text{K}_2[\text{OsO}_3\text{Cl}_2]$ და სხვ. ბინალური ნაერთებიდან ცნობილია მხოლოდ OsF_6 – მოყვითალო-მწვანე ფერის არამდგრადი ნივთიერება, რომელიც ადვილად იშლება თავისუფალ ფტორისა და უფრო დაბალი ჟანგვითი რიცხვის შესაბამისი ოსმიუმის ფტორიდების წარმოქმნით.

ოსმიუმ(VIII)-ის ნაერთები

პლატინის ჯგუფის ლითონებიდან ნაერთები, რომლებშიც ჟანგვითი რიცხვი +8, ყველაზე მეტად დამახასიათებელია ოსმიუმისათვის.

ცნობილია ოსმიუმ(VIII)-ის ნაერთები, რომლებიც წარმოადგენენ ძლიერ მუანგველებს.

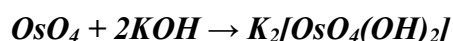
ოსმიუმ(VIII)-ის ოქსიდი – OsO_4 – ოსმიუმის ყველაზე მდგრადი ნაერთია. მიიღება ოსმიუმის ფხენილის წითელ ვარვარებამდე გახურებით:



OsO₄-ის მიღება შეიძლება აგრეთვე ოსმიუმის ან მისი ნაერთების აზოტმუავათი დაჟანგვისას.

OsO₄ – ყვითელი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა. იგი ადვილად აქროლადია. ქროლდება ოთახის ტემპერატურაზეც და აქვს დამახასიათებელი ქლორის სუნი. OsO₄-ის ორთქლი ძლიერ აღიზიანებს სასუნთქ ორგანოებს და თვალის ლორწოვან გარსს.

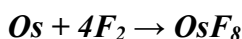
OsO₄ – იხსნება წყალში, სპირტში და ეთერში. მისი წყალხსნარი ცნობილია ოსმიუმის მუავას სახელწოდებით. ტუტეებთან წარმოქმნის მარილებს:



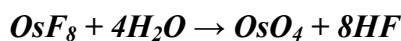
OsO₄ – ძლიერი მუანგავია, მაგალითად:



ლითონური ოსმიუმის ფხვნილის გახურებით (250⁰C) ფტორის არეში მიიღება OsF₈, რომელშიც ოსმიუმი ამჟღავნებს მაქსიმალურ ვალენტობას:



ოსმიუმ(VIII)-ის ფტორიდი – OsF₈ – ყვითელი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა. წყალთან მოქმედებისას იშლება



ოსმიუმის ნაერთებიდან ყველაზე დიდი გამოყენება აქვს OsO₄. მას იყენებენ როგორც კატალიზატორს ორგანულ სინთეზში.

ოსმიუმის შენადნობებს პლატინის ჯგუფის ლითონებთან იყენებენ ავტოკალმების დასამზადებლად აგრეთვე კატალიზატორებად.

როლიუმი

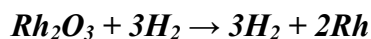
ბუნებაში გავრცელება

როლიუმი ბუნებაში გვხვდება თვითნაბადი პლატინისა და ოქროს მადნებში მინარევის სახით. როლიუმი გვხვდება აგრეთვე პოლილითონურ მადნებში.

მიღების ხერხები

თვითნაბადი პლატინის მადანს ხსნიან „სამეფო წყალში“. მიღებულ ხსნარს აორთქლებენ, მიღებული მყარი ნაშთის გადამუშავების შედეგად დალექავენ $(\text{NH}_4)_2[\text{Rh}(\text{NO}_3)_6]$. მიღებული კომპლექსური მარილის აღდგენით ღებულობენ ლითონურ როდიუმს.

ლითონურ როდიუმს ღებულობენ აგრეთვე Rh_2O_3 -ის წყალბადით აღდგენისას:



ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

ლითონური როდიუმი მორუხო-თეთრი ფერის ბზინვარე ლითონია. წვრილად დაქუცმაცებული როდიუმი მოშავო ფერისაა. ხასიათდება მაღალი სისაღის და ღებობის ტემპერატურით.

ქიმიურად როდიუმი მდგრადია ჟანგბადისა და ტენის მიმართ. არ იხსნება მჟავებში და ტუტეებში.

მაღალ ტემპერატურაზე (1000°C) მჟანგავების მოქმედებით წარმოქმნის ოქსიდებს Rh_2O_3 და არამდგრად RhO_2 .

მაღალ ტემპერატურაზე მოქმედებს ჰალოგენებთან, გოგირდთან, ფოსფორთან. როდიუმი იხსნება „სამეფო წყალში“, ხოლო ჟანგბადის თანაობისას H_2SO_4 და HCl -ში.

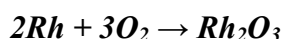
როდიუმის ნაერთები

როდიუმი წარმოქმნის ნაერთებს სხვადასხვა ჟანგვითი რიცხვით, რომელთაგან ყველაზე მდგრადია როდიუმ(III)-ის შესაბამისი ნაერთები.

ცნობილია როდიუმ(II)-ის შესაბამისი რამდენიმე ნაერთი მაგალითად: RhO , RhF_2 , RhCl_2 , RhBr_2 , RhI_2 , RhS . ყველა აღნიშნული ნივთიერება არამდგრადია.

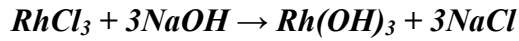
როდიუმ(III)-ის ნაერთები

Rh_2O_3 მიიღება ჰაერზე როდიუმის გახურებით წითელ ვარვარებამდე:

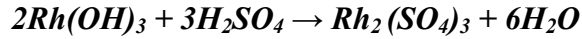


როდიუმ(III)-ის ოქსიდი – Rh_2O_3 – მორუხო-შავი ფერის ფხვნილია. წყალში და მჟავებში არ იხსნება.

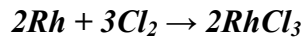
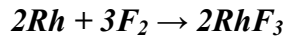
$\text{Rh}(\text{OH})_3$ – მიიღება როდიუმ(III)-ის მარილებზე ტუტეების მოქმედებით:



როდიუმ(III)-ის ჰიდროქსიდი – $\mathbf{Rh(OH)_3}$ – ყვითელი ფერის ლაბისებური ნალექია. არ იხსნება წყალში, მაგრამ კარგად იხსნება მჟავებში:



როდიუმ(III)-ის ნაერთები ჰალოგენებთან მიიღება მაღალ ტემპერატურაზე. ფხვნილისებრი როდიუმის მოქმედებით ჰალოგენებთან:



ანალოგიურად მიიღება ნაერთები ბრომთან და იოდთან.

როდიუმ(III) წარმოქმნის კატიონური და ანიონური ტიპის კომპლექსურ ნაერთებს მაგ.: $\mathbf{Na_3[RhCl_6]}$; $\mathbf{[Rh(NH_3)_6]Cl_3}$, $\mathbf{[Rh(NH_3)_6]Br_3}$ და სხვ.

როდიუმ(IV)-ის ნაერთებიდან ცნობილია $\mathbf{RhO_2}$. მიიღება როდიუმის შეღებობით სოდასთან და ნატრიუმის ნიტრატთან. $\mathbf{RhO_2}$ – მურა ფერის ფხვნილია. არ იხსნება წყალში და მჟავებში.

ღრუბლისებრი როდიუმი გამოიყენება კატალიზატორად. როდიუმს დიდი ამრეკლავი თვისებების გამო იყენებენ რეფლექტორებში. გამოიყენება კონტაქტორების და საიუველირო საგნების წარმოებაში, თერმოწყვილების და ავტოკალმების წვეტის გასაკეთებლად.

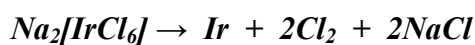
ირიდიუმი

ბუნებაში გავრცელება

ირიდიუმი ბუნებაში გვხვდება, როგორც თვითნაბადი ისე პლატინის ჯგუფის ლითონებთან ერთად პოლილითონურ მადნებში.

მიღების ხერხები

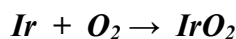
ირიდიუმის შემცველი მადნების დამუშავების შედეგად ღებულობენ $\text{Na}_2[\text{IrCl}_6]$, რომლის თერმული დაშლისას მიიღება ლითონური ირიდიუმი:



ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

ლითონური ირიდიუმი – მორუხო-თეთრი ფერის ლითონია, ხასიათდება დიდი სისაღითა და ღღობის მაღალი ტემპერატურით. ირიდიუმი მყიფე ლითონია, ამიტომ აღვილია მისი ფხვნილისებურ მდგომარეობაში გადაყვანა.

ჩვეულებრივ პირობებში ირიდიუმი ქიმიურად ძლიერ მდგრადი ლითონია. ჟანგბადთან და სხვა არაალითონებთან ურთიერთქმედებს მხოლოდ წითელი ვარვარების პირობებში:



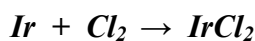
ირიდიუმი არ იხსნება მჟავებში, ტუტეებში და არც „სამეფო წყალში“. ფხვნილისებური ირიდიუმი შთანთქავს წყალბადს.

ირიდიუმის ნაერთები

ირიდიუმი წარმოქმნის ნაერთებს სხვადასხვა ჟანგვითი რიცხვით, რომელთაგან მდგრადია ნაერთები, სადაც ჟანგვითი რიცხვი ტოლია +3 და +4.

ირიდიუმ(II)-ის ნაერთებიდან ცნობილია ჰალოგენიდები, რამდენიმე კომპლექსური მარილი.

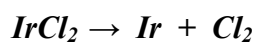
ირიდიუმ(II)-ის ქლორიდი – IrCl_2 – მიიღება ირიდიუმის ფხვნილის ქლორის არეში გახურებისას:



მისი მიღება შეიძლება აგრეთვე IrCl_3 600°C-ზე უფრო მაღალ ტემპერატურაზე გახურებით:



IrCl_2 – მწვანე ფერის კრისტალური ნივთიერებაა. უფრო მაღალ ტემპერატურაზე გახურებისას იშლება მარტივ ნივთიერებად:



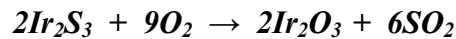
ცნობილია ირიდიუმ(II)-ის კომპლექსური მარილები, მაგალითად:

$K_4[Ir(CN)_6]$, $K_4[IrCl_6]$ და სხვა.

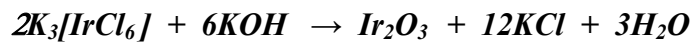
ირიდიუმ(III)-ის ნაერთები

ირიდიუმ(III)-ის ნაერთები შედარებით მდგრადია.

ირიდიუმ(III)-ის ოქსიდი – Ir_2O_3 – მიიღება ირიდიუმ(III)-ის სულფიდის დაწვით:

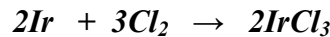


მისი მიღება შეიძლება აგრეთვე $K_3[IrCl_6]$ -ზე ტუტეების ან ტუტე ლითონების კარბონატების მოქმედებით:



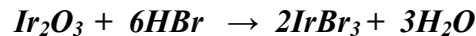
ამ დროს წარმოიქმნება Ir_2O_3 -ის ჰიდრატირებული ფორმა. თუ დალეკვა ხდება განზავებული KOH -ის მოქმედებით, Ir_2O_3 არის მწვანე ფერის, ხოლო თუ კონცენტრირებული KOH -ით შავი ფერის.

ირიდიუმ(III)-ის ქლორიდი – $IrCl_3$ - მიიღება $600^\circ C$ –მდე გახურებულ ფხვნილისებრ ირიდიუმზე ქლორის მოქმედებით:

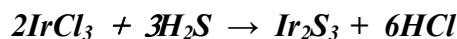


$IrCl_3$ –მწვანე ფერისაა. ოთახის ტემპერატურაზეც კი აქროლადია. წყალსა და მუაგებში მცირედ ხსნადია.

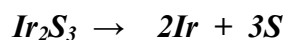
ირიდიუმ(III)-ის ბრომიდი – $IrBr_3$ - მიიღება Ir_2O_3 –ზე ბრომწყალბადმუაგას მოქმედებით:



$IrCl_3$ –ის ხსნარში H_2S –ის გატარებით მიიღება Ir_2S_3

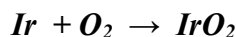


ირიდიუმ(III)-ის სულფიდი – Ir_2S_3 –ყავისფერი, მყარი ნივთიერებაა. $1000^\circ C$ -ზე გახურებისას იშლება მარტივ ნივთიერებებად



ირიდიუმ(IV)-ის ნაერთები

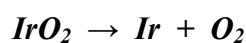
ირიდიუმის ფხვნილის გახურებით წითელ ვარვარებამდე ჰაერის ან ჟანგბადის არეში წარმოიქმნება IrO_2



ან $\text{K}_2[\text{IrCl}_6]$ და Na_2CO_3 -ის ნარევის გახურებით



ირიდიუმ(IV)-ის ოქსიდი – IrO_2 – შავი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა. ძლიერი გახურებისას იშლება მარტივ ნივთიერებებად

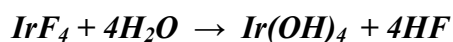


ირიდიუმ(IV)-ის ჰიდროქსიდი – $\text{Ir}(\text{OH})_4$ – მიიღება ნატრიუმის ჰექსაქლორირიდატის (III). $\text{Na}_3[\text{IrCl}_6]$ ხსნარზე ნატრიუმის ტუტის მოქმედებით ჟანგბადის თანაობისას

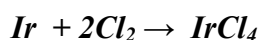
ირიდიუმ(IV)-ის ფტორიდი – IrF_4 – მიიღება, IrF_6 და ირიდიუმის ფხვნილის გახურებით



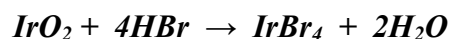
IrF_4 წყალხსნარში განიცდის ჰიდროლიზს



ირიდიუმ(IV)-ის ქლორიდი – IrCl_4 – მიიღება ირიდიუმზე ქლორის მოქმედებით 600°C მაღალი წნევის ქვეშ



ირიდიუმ(IV)-ის ბრომიდი – IrBr_4 – მიიღება IrO_2 -ზე ბრომწყალბადმუავას მოქმედებით

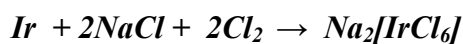


IrBr_4 წყალში IrF_4 -ის ანალოგიურად განიცდის ჰიდროლიზს.

ირიდიუმ(IV)-ის სულფიდი – IrS_2 – მიიღება გოგირდისა და ფხვნილისებური ირიდიუმის გახურებით

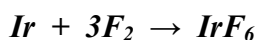


ირიდიუმ(IV) წარმოქმნის კომპლექსურ ნაერთებს, მაგალითად NaCl ან KCl და ირიდიუმის ფხვნილის ქლორის არეში გახურებისას მიიღება $\text{Na}_2[\text{IrCl}_6]$



ირიდიუმ(VI)-ის ნაერთები

ექსვალენტიანი ირიდიუმის ნაერთები ძალიან მცირე რაოდენობით არის ცნობილი. ცნობილია IrF_6 , რომელიც მიიღება ფტორის არეში ირიდიუმის ფხვნილის გახურებით ფლუორიტის მილში



წარმოიქმნება მუქი ფერის მასა, რომელიც ღვება $+44^{\circ}C$ -ზე. უფრო მაღალ ტემპერატურაზე. გახურებისას იშლება IrF_4 და F_2



ირიდიუმ(VI)-ის ფტორიდი – IrF_6 – ყვითელი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა.

ცნობილია ირიდიუმის შენადნობები პლატინის ჯგუფის ლითონებთან, რომლებიც დიდ გამოყენებას პოულობენ ტექნიკასა და მრეწველობის მრავალ დარგში. გამოიყენება ქიმიური აპარატურის და საზომი ეტალონების დასამზადებლად.

ფხვნილისებრი ირიდიუმი გამოიყენება კატალიზატორად.

პალადიუმი

ბუნებაში გავრცელება

პალადიუმი ბუნებაში გვხვდება პლატინის ჯგუფის ლითონებთან ერთად პოლილითონურ მადნებში.

იგი გვხვდება აგრეთვე თვითნაბადი პალადიუმის სახით.

მიღების ხერხები

მადნებიდან ლითონური პალადიუმის მიღება საკმარისად რთული პროცესია. პალადიუმის შემცველი მადნების დამუშავების შედეგად მიღებული ნაერთებიდან ლითონურ პალადიუმს ღებულობენ მათი თერმული დაშლით ან აღმდგენლების მოქმედებით.

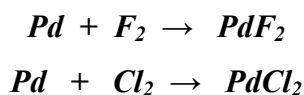
ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

ლითონური პალადიუმი მორუხო-თეთრი ბზინვარე ლითონია. წვრილად დაწილადებული პალადიუმი მონაცრისფრო შავი ფერისაა. ხასიათდება მაღალი ღებობის ტემპერატურით და სისაღით. პალადიუმის ჯგუფის სხვა ლითონებთან შედარებით პალადიუმის მექანიკური დამუშავება უფრო ადვილია.

ლითონური პალადიუმისათვის დამახასიათებელია წყალბადის (და სხვა აირების – CO, O₂) განსაკუთრებით დიდი რაოდენობით შთანქმის უნარი.

პლატინის ჯგუფის სხვა ლითონებთან შედარებით პალადიუმი ქიმიურად უფრო აქტიური ლითონია, მაგრამ რეაქციაში ისიც მხოლოდ მაღალ ტემპერატურაზე შედის.

მაღალ ტემპერატურაზე პალადიუმი რეაქციაში შედის ჰალოგენებთან

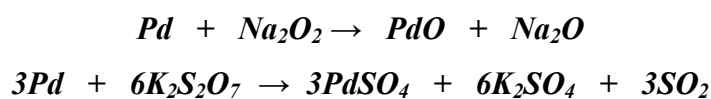


ანალოგიურად ურთიერთქმედებს ბრომთან, იოდთან.

მაღალ ტემპერატურაზე წარმოქმნის ნაერთს გოგირდთან



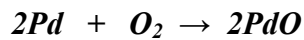
გაღებულ პალადიუმზე მოქმედებენ ტუტე ლითონების მუანგავი ნაერთები



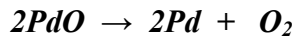
პალადიუმისათვის დამახასიათებელია ქიმიური ნაერთები სადაც, მისი უანგვითი რიცხვი ტოლია +2 ან +4. ამათგან უფრო მდგრადია ნაერთები, სადაც უანგვითი რიცხვი ტოლია +2.

პალადიუმ(II)-ის ნაერთები

პალადიუმ(II)-ის ოქსიდი – PdO – მიიღება გავარვარებულ პალადიუმზე უანგბადის ან ჰაერის მოქმედებით



უფრო მაღალ ტემპერატურაზე გახურებისას PdO იშლება მარტივ ნივთიერებად

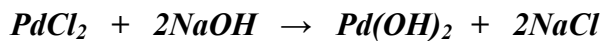


იგი მიიღება აგრეთვე პალადიუმ(II)-ის ნიტრატის გახურებით



PdO-შავი ფერის ფხვნილისებრი ნივთიერებაა. არ იხსნება ძლიერ მჟავებში და „სამეფო წყალში“.

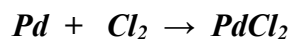
პალადიუმ(II)-ის ჰიდროქსიდი – Pd(OH)₂ – მიიღება პალადიუმ(II)-ის ნიტრატის ჰიდროლიზით ან ორვალენტიანი პალადიუმის მარილების ტუტეებით დამუშავებისას



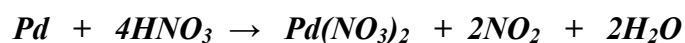
Pd(OH)₂ – მურა ფერის ნივთიერებაა, იხსნება მჟავებში.

Pd(OH)₂ – არსებობს ჰიდრატირებული ფორმით. გახურებისას ხდება მისი თანდათანობით გაუწყლოვება. ამ დროს იგი ღებულობს შავ შეფერილობას და ხდება მჟავებში უხსნადი.

Pd(II)-ის შესაბამისი მარილები მიიღება მაღალ ტემპერატურაზე ლითონურ პალადიუმზე არალითონების მოქმედებით



ან პალადიუმის გახსნით კონცენტრირებულ მჟავებში



პალადიუმის გახსნით ცხელ კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში

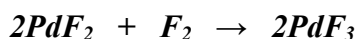


პალადიუმზე მარილმჟავას მოქმედებით, ქლორის თანაობისას წარმოიქმნება $H_2[PdCl_4]$ – ტეტრაქლორპალადიუმმჟავა.

პალადიუმი (II) წარმოქმნის, როგორც კატიონური, ისე ანიონური ტიპის კომპლექსურ ნაერთებს: $K_2[Pd(CN)_4]$, $K_2[PdCl_4]$, $[Pd(NH_3)_4]Cl_2$, $[Pd(NH_3)_4](NO_3)_2$ და სხვა.

პალადიუმ(III)-ის ნაერთებიდან ცნობილია PdF_3 , Pd_2O_3 , $H_2[PdCl_5]$, $Cs_2[PdCl_5]$.

პალადიუმ(III)-ის ფტორიდი – PdF_3 – მიიღება PdF_2 -ზე ფტორის მოქმედებით $200^\circ C$

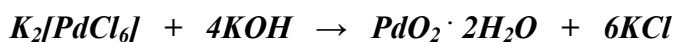


PdF_3 – შავი ფერის ფხვნილია. PdF_3 უფრო მდგრადია ვიდრე PdF_2 .

პალადიუმ(IV)-ის ნაერთები

ოთხვალენტიანი პალადიუმის მარტივი მარილები თავისუფალი სახით ცნობილი არ არის. პალადიუმ(IV)-ის ნაერთებიდან ცნობილია $PdO_2 \cdot 2H_2O$ და კომპლექსური მარილები.

$PdO_2 \cdot 2H_2O$ მიიღება $K_4[PdCl_6]$ -ზე ტუტეების მოქმედებით



$PdO_2 \cdot 2H_2O$ – წყალში უხსნადი წითელი ფერის ნივთიერებაა. იხსნება განზავებულ მჟავებში და ტუტეთა კონცენტრირებულ ხსნარებში.

პალადიუმ(IV) წარმოქმნის მხოლოდ ანიონური ტიპის კომპლექსებს, მაგალითად: $K_2[PdCl_6]$, რომელიც მიიღება ლითონური პალადიუმის გახსნით „სამეფო წყალში“ KCl -ის თანაობისას ან $K_2[PdCl_4]$ -ზე ქლორის მოქმედებით



$K_2[PdCl_6]$ წყალხსნარში იშლება ქლორის გამოყოფით



პალადიუმი მრავალ ლითონთან წარმოქმნის შენადნობებს. პალადიუმი და მისი შენადნობები გამოიყენება ელექტროკონტაქტორების, თერმოელემენტების დასამზადებლად. პალადიუმის შენადნობები გამოიყენება ლითონების დეკორატიული დაფარვისათვის, სტომატოლოგიაში, ქირურგიული ხელსაწყოების და საიუველირო ნაკეთობების წარმოებაში.

ფხვნილისებური ან ღრუბლისებური პალადიუმი გამოიყენება კატალიზატორად.

პლატინა

ბუნებაში გავრცელება

პლატინა ბუნებაში გვხვდება ოქროს მსგავსად გრანულების ან თვითნაბადი პლატინის სახით. პლატინა გვხვდება აგრეთვე პოლილითონურ მადნებში.

მიღების ხერხები

პლატინას ღებულობენ მადნების ჰიდრომეტალურგიული დამუშავებით. გასუფთავების მიზნით ნედლ პლატინას გახსნიან „სამეფო წყალში“. მიღებული ხსნარიდან ამონიუმის ქლორიდის მოქმედებით ღებულობენ $(NH_4)_2[PtCl_6]$, ხოლო მიღებული მარილის თერმული დაშლით ღებულობენ 99%-ის შემცველ ლითონურ პლატინას.

ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

პლატინა თავისუფალ მდგომარეობაში მორუხო თეთრი ლითონია. ფხვნილისებურ მდგომარეობაში ღებულობს შავ ფერს, ხოლო კოლოიდური პლატინა წითელი ფერისაა.

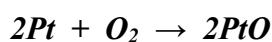
პლატინა ძნელადღობადი, საკმარისად სალი ლითონია. პლატინა, განსაკუთრებით ღრუბლისებრ მდგომარეობაში, შთანთქავს დიდი რაოდენობით წყალბადს. ქიმიური თვისებებით პლატინა, მისი ჯგუფის ლითონებიდან ყველაზე ნაკლებ აქტიური ლითონია. მდგრადია გარემოს და მთელი რიგი აქტიური ქიმიური რეაგენტების მიმართ.

პლატინა წარმოქმნის ნაერთებს, სადაც ჟანგვითი რიცხვი ძირითადად ტოლია +2 ან +4. ცნობილია ერთვალენტიანი პლატინის ნაერთი (PtCl), სამვალენტიანი (კომპლექსური) და ექვსვალენტიანი (PtF₆, PtO₃); ყველა ეს ნაერთები არამდგრადები და ნაკლებად მნიშვნელოვანია. პლატინას აქვს მკვეთრად გამოხატული კომპლექსწარმოქმნის უნარი. ხსნარებში პლატინის ნაერთები არსებობენ ძირითადად კომპლექსური ნაერთების სახით.

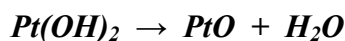
პლატინა(II)-ის ნაერთები

ცნობილია პლატინის მრავალი ნაერთი, სადაც მისი ჟანგვითი რიცხვია +2.

პლატინა(II)-ის ოქსიდი – PtO – მიიღება წვრილად დაწილადებული ან ღრუბლისებური პლატინის გახურებით (450°C) ჟანგბადის არეში



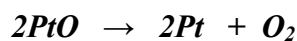
მისი მიღება შეიძლება აგრეთვე მაღალ ტემპერატურაზე Pt(OH)₂-ის დაშლით



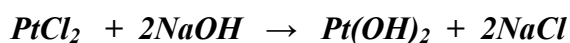
PtO – შავი ფერის ფხვნილია. გახურებისას ადვილად იჟანგება და გადადის PtO₂



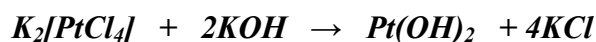
უფრო მაღალ ტემპერატურაზე გახურებისას (500°C) იშლება მარტივ ნივთიერებად



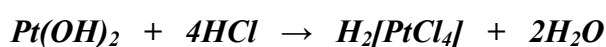
პლატინა(II)-ის ჰიდროქსიდი – $Pt(OH)_2$ – მიიღება, პლატინა(II)-ის მარილების ტუტეებით დამუშავებისას



ან



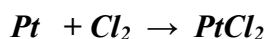
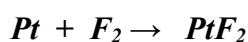
$Pt(OH)_2$ – წყალში მცირედ ხსნადი შავი ფერის ფხვნილია, იხსნება კონცენტრირებულ მჟავებში



წარმოიქმნება – $H_2[PtCl_4]$ ტეტრაქლორპლატინის მჟავა.

პლატინა(II) ჰალოგენებთან წარმოქმნის ნაერთებს: PtF_2 , $PtCl_2$, $PtBr_2$ და PtI_2 .

PtF_2 და $PtCl_2$ მიიღება პლატინის მავთულის გახურებით ($600^{\circ}C$) ფტორის ან ქლორის არეში:



PtF_2 და $PtCl_2$ უფრო მაღალ ტემპერატურაზე გახურებით იშლებიან მარტივ ნივთიერებებად.

$PtCl_2$ – მიიღება აგრეთვე $H_2[PtCl_4]$ -ის გაცხელებით 240° -მდე:



პლატინა(II)-ის ქლორიდი – $PtCl_2$ – მუქი მწვანე ფერის ნივთიერებაა, მცირედ იხსნება წყალში. განზავებულ მარილმჟავაში გახსნით კვლავ წარმოიქმნება ტეტრაქლორპლატინმჟავა



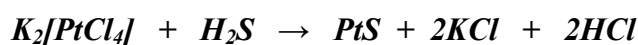
პლატინა(II)-ის ბრომიდი – $PtBr_2$ – მიიღება $PtBr_4$ -ის გახურებით ($200^{\circ}C$)-მდე



პლატინა(II)-ის ბრომიდი PtCl₂-ის ანალოგიურად იხსნება HBr-ში



პლატინა(II)-ის სულფიდი - PtS - მიიღება ფხვნილისებრ პლატინაზე გაღობილი გოგირდის მოქმედებით ან კალიუმის ტეტრაქლორპლატინატის ხსნარში გოგირდწყალბადის გატარებით



PtS – მუქი მწვანე ფერის კრისტალებია. არ იხსნება წყალში და მუაგებში.

პლატინა (II) წარმოქმნის მთელ რიგ კომპლექსურ ნაერთებს, სადაც პლატინა შედის როგორც ანიონის, ისე კატიონის შემადგენლობაში.

პლატინა(II)-ის კომპლექსური ნაერთები შეიძლება განვიხილოთ, როგორც H₂[PtCl₄]-ის მარილები. პლატინა(II)-ის კომპლექსური ნაერთებიდან ცნობილია: K₂[PtCl₄], (NH₄)₂ [PtCl₄], K₂[Pt(CN)₄], [Pt(NH₃)₄]Cl₂, [Pt(NH₃)₂]Cl₂ და სხვა.

პლატინა (III)-ის ნაერთები ცნობილია ძალიან მცირე რაოდენობით. მაგ. Pt₂O₃ · nH₂O, PtCl₃, PtBr₃, Pt₂S₃. ამ ტიპის ყველა ნაერთი არამდგრადია.

პლატინა(IV)-ის ნაერთები

პლატინის უანგბადოვანი ნაერთებიდან ყველაზე მდგრადია პლატინა(IV)-ის ოქსიდი PtO₂ · 3H₂O.

პლატინა(IV)-ის ოქსიდი - PtO₂ · 3H₂O - წყალში მცირედ ხსნადი ყვითელი ფხვნილია. მიიღება PtCl₄-ის წყალხსნარის ტუტეებთან დუღილით



ან ჰექსაქლორპლატინა (IV) მუავის შეღებობით კალიუმის ნიტრატთან.

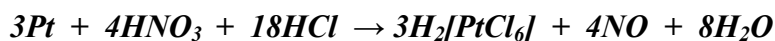
PtO₂-ის გახსნით მარილმუავაში წარმოიქმნება H₄[PtCl₆] - ჰექსაქლორპლატინ მუავა



გამოიყოფა – $H_2[PtCl_6] \cdot 6H_2O$ სახით.

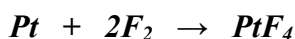
PtO_2 -ს ახასიათებს სუსტი ამფოტერული, თვისებები მოქმედებს ტუტეებთან. კალიუმის ტუტესთან შელღობისას წარმოქმნის $K_2[Pt(OH)_6]$

$H_2[PtCl_6]$ მიიღება აგრეთვე ლითონური პლატინის გახსნით „სამეფო წყალში“

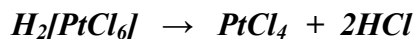


ცნობილია პლატინა(IV)-ის ნაერთები ჰალოგენებთან.

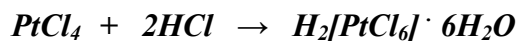
პლატინა(IV)-ის ფტორიდი – PtF_4 – მიიღება გავარვარებულ პლატინაზე ფტორის მოქმედებით, წითელი ფერის კრისტალების სახით:



პლატინა(IV)-ის ქლორიდი – $PtCl_4$ – მიიღება PtF_4 -ის ანალოგიურად ან ჰექსაქლორპლატინა (IV) მუავას გაცხელებით:



$PtCl_4$ – წყალში ხსნადი მოწითალო-მურა ფერის კრისტალური ნივთიერებაა. წყალხსნარში არსებობს კომპლექსური მუავას სახით – $H_2[PtCl_4(OH)_2]$. $PtCl_4$ – იხსნება მარილმუავაში და წარმოქმნის ჰექსაქლორპლატინა (IV) მუავას

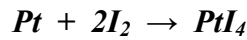


$H_2[PtCl_6] \cdot 6H_2O$ – მოწითალო მურა ფერის კრისტალებია. ცნობილია $PtBr_4$, რომელიც მიიღება ჰექსაბრომპლატინა (IV) – მუავას გაცხელებით



პლატინა(IV)-ის ბრომიდი – $PtBr_4$ – ყავისფერი ნივთიერებაა.

პლატინა(IV)-ის იოდიდი – PtI_4 – მიიღება მაღალ ტემპერატურაზე პლატინის ფხვნილის მოქმედებით იოდთან

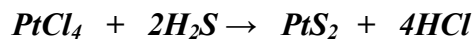


ან $H_2[PtCl_6]$ -ზე კალიუმის იოდიდის ცხელი ხსნარის მოქმედებით.

PtI_4 – იხსნება KI-ის ხსნარში და წარმოქმნის $K_2[PtI_6]$



პლატინა(IV)-ის სულფიდი – PtS_2 – მიიღება $PtCl_4$ -ის ან ჰექსაქლოროპლატინ (IV) მჟავას ხსნარში გოგირდწყალბადის გატარებით



პლატინა (IV) წარმოქმნის მრავალრიცხოვან კომპლექსებს. მაგალითად: $K_2[PtCl_6] \cdot 6H_2O$, $(NH_4)_2[PtCl_6]$, $[Pt(NH_3)_6]Cl_4$ და სხვა.

პლატინა(VI)-ის ნაერთები მცირე რაოდენობითაა ცნობილი. ამ ტიპის ნაერთებიდან ცნობილია $3PtO_3 \cdot H_2O$ და PtF_6 .

პლატინა და მისი შენადნობები გამოიყენება ქიმიური აპარატურის, ელექტროღუმელების გამთბობი ელემენტების, ტემპერატურის გამზომი ხელსაწყოების, ელექტროკონტაქტორების, რენტგენის მილაკების და საიუველირო ნაკეთობების წარმოებაში.

პლატინა გამოიყენება კატალიზატორად მრავალ ქიმიურ პროცესში.

პლატინის ჯგუფის ელემენტების ბიოლოგიური როლი

რკინის ტრიადის და პლატინის ჯგუფის ელემენტები ბიოლოგიური აქტიურობით მკვეთრად განსხვავდებიან ერთმანეთისაგან. თუ რკინა ბიოლოგიურად აქტიური ელემენტია, პლატინის ჯგუფის ელემენტების ბიოლოგიურ აქტიურობაზე მსჯელობა შედარებით ძნელია, რადგან ამ

მიმართულებით მხოლოდ მცირე მონაცემები არსებობს. უკანასკნელ ხანებში ჩატარებულმა მრავალრიცხოვანმა გამოკვლევებმა გვჩვენეს ერთი მხრივ, პლატინის ჯგუფის ელემენტების ტოქსიკურობა და მეორეს მხრივ, მათი კოორდინაციული ნაერთების ონკოლოგიურ დაავადებთა სამკურნალოდ გამოყენების პერსპექტიულობა.

რუთენიუმი და ოსმიუმი, ასევე როდიუმი და ირიდიუმი, არ წარმოადგენენ ბიოლოგიურად აქტიურ ელემენტებს, რაც გამოწვეულია მათი ქიმიური პასიურობით.

პალადიუმის და პლატინის ჰომო- და ჰეტეროგენული ნაერთების ინერტულობა ასევე განაპირობებს მათ ბიოლოგიურ პასიურობას.

1969 წელს აღმოჩენილ იქნა პლატინის ზოგიერთი კოორდინაციული ნაერთის სიმსივნის სამკურნალო თვისებები. მაღალი სიმსივნის სამკურნალო თვისებებით ხასიათდება ცის-დიქლოროდიამინოპლატინა(II), მაშინ როდესაც ტრანს-დიქლოროდიამინოპლატინას (II) სამკურნალო თვისებები საერთოდ არ გააჩნია. ამ პრეპარატის სამკურნალოდ ფართო მასშტაბით გამოყენებას ხელს უშლის მისი ტოქსიკურობა, ამიტომ მეცნიერები ცდილობენ სამკურნალოდ პლატინის ისეთი ნაერთების გამოყენებას, რომლებიც ნაკლებად ტოქსიკურებია. ამ მხრივ ყველაზე საუკეთესოა ციკლოპლატამი. იგი წარმოადგენს s-მალტოამინ(ციკლოპენტინამიდ) პლატინა(II)-ს. ციკლოპლატამი გამოიყენება ფილტვის, კუჭის, საშვილოსნოს და საშვილოსნოს ყელის კიბოს სამკურნალოდ. ციკლოპლატამი არ არის ტოქსიკური და ხასიათდება ეფექტური სამკურნალო თვისებებით.

პალადიუმის ნაერთებსაც აქვთ სამკურნალო გამოყენების პერსპექტივა. უკვე მიღებულია პალადიუმის სამკურნალო პრეპარატი, რომელიც გამოიყენება ონკოლოგიაში და რადიოლოგიაში. მიღებულია პალადიუმის კომპლექსური ნაერთი ტურინთან (β-ამინოსულფომჟავა), რომელსაც აქვს ანტიარითმიული თვისებები და ამავე დროს ტოქსიკური არ არის.

თაზო VIII

I ჯგუფის თანაური ქვეჯგუფის ელემენტები

დ.ი.მენდელეევის ელემენტთა პერიოდული სისტემის პირველი ჯგუფის d-ელემენტებია: სპილენძი, ვერცხლი და ოქრო.

ელემენტი	ატომური მასა	ატომის ელექტრონული კონფიგურაცია	ელექტრო-უარყოფითობა	უანგვიტო რიცხვი
Cu	65,546	$3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$	1,75	+1, +2, (+3)
Ag	107,8682	$4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^1$	1,42	+1, +2, (+3)
Au	196,96654	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^1$	1,42	+1, +3, (+5)

როგორც ელექტრონული ფორმულებიდან ჩანს, მათ გარე სავალენტო ns-ქვედონეზე აქვთ თითო ელექტრონი, რითაც ისინი ემსგავსებიან შესაბამისი ჯგუფის s-ელემენტებს. პირველი ჯგუფის s-ელემენტებისგან განსხვავებით სპილენძის ქვეჯგუფის ელემენტებს აქვთ ელექტრონები (n-1)d-ქვედონეზე. ატომური ნომრის შესაბამისად მოცემული ელემენტის ატომებს (n-1)d მდგომარეობაში უნდა ჰქონდეთ ცხრა-ცხრა ელექტრონი, მაგრამ d¹⁰-კონფიგურაციის მდგრადობის გამო ენერგეტიკულად უფრო ხელსაყრელია ns-ელექტრონის გადასვლა (n-1) მდგომარეობაში. აქედან გამომდინარე, სპილენძს, ვერცხლსა და ოქროს ns-ქვედონეზე აქვთ თითო ელექტრონი, ხოლო (n-1)d-ქვედონეზე ათ-ათი ელექტრონი. მიუხედავად იმისა, რომ (n-1)d ქვედონეზე სპილენძის, ვერცხლის და ოქროს ატომებს აქვთ დასრულებული d¹⁰-ქვედონე, იგი მაინც არ არის სტაბილური, რადგან (n-1)d ქვედონის შევსება ხდება ns-ელექტრონის გადასვლით, რომელიც არ არის მყარად ლოკალიზებული მოცემულ ქვედონეზე. ამიტომ გარკვეულ პირობებში მათ შეიძლება მოწყდეს ელექტრონი გარე შრის s- ელექტრონთან ერთად. აქედან გამომდინარე, მოცემულ ელემენტებს

შეუძლია გამოამჟღავნონ ჟანგითი რიცხვი +1 და +3-მდე. სპილენძისათვის უფრო მეტად დამახასიათებელია ჟანგითი რიცხვი +2, ვერცხლისათვის +1, ხოლო ოქროსთვის +3.

ატომების განსხვავებული აღნაგობიდან გამომდინარე პირველი ჯგუფის d-ელემენტების ქიმიური თვისებები მკვეთრად განსხვავდებიან ამავე ჯგუფის s-ელემენტებისგან. სპილენძი, ვერცხლი და ოქრო ძნელად წარმოქმნიან დადებით იონებს, მაშინ როდესაც ტუტე ლითონები ადვილად გასცემენ ელექტრონებს და იმუხტებიან დადებითად. აღნიშნული d-ელემენტები ძნელად ან ძალიან ძნელად იერთებენ ჟანგბადს, მაშინ როდესაც ტუტე ლითონები ადვილად იერთებენ ჟანგბადს და იჟანგებიან.

პირველი ჯგუფის s და d ელემენტებს შორის მკვეთრი განსხვავება შეიძლება აიხსნას იმით, რომ d ელემენტების ატომების და იონების რადიუსები უფრო მცირეა, ვიდრე s ელემენტების. ამის გამო სპილენძი, ვერცხლი და ოქრო ხასიათდებიან დიდი სიმკვრივით, მაღალი დუღილის და ღნობის ტემპერატურათ. სპილენძის ქვეჯგუფის ელემენტებს აქვთ უნარი წარმოქმნან როგორც კათიონური, ისე ანიონური ტიპის კოორდინაციული ნაერთები, მაშინ როდესაც ტუტე ლითონები კოორდინაციულ ნაერთებს თითქმის არ წარმოქმნიან.

სპილენძი

ბუნებაში გავრცელება

სპილენძი ბუნებაში გვხვდება როგორც თავისუფალი, ისე ნაერთების სახით. თავისუფალი სპილენძი ძირითადად პოლიმეტალურ მადნებში გვხვდება. საქართველოში ასეთი საბადოა – მადნეულის საბადო, რომელიც 0,2–1,2% სპილენძს შეიცავს.

სპილენძის ბუნებრივი ნაერთებიდან მნიშვნელოვანია:

ქალკოზინი – Cu_2S ,

ქალკოპირიტი – CuFeS_2 ,

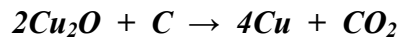
კუპრიტი – Cu_2O ,

მალაქიტი – $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$,

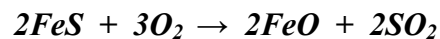
აზურიტი – $2\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ და სხვა.

მიღების ხერხები

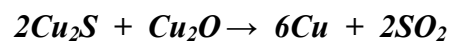
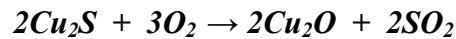
ჟანგბადშემცველი მადნებიდან სპილენძს ღებულობენ ჩვეულებრივი ხერხით, კერძოდ ჟანგბადოვან ნაერთებს აღადგენენ ნახშირით (კოქსით):



მადნებიდან სპილენძს ღებულობენ კონვერსიული მეთოდით. ღარიბ მადნებს ჯერ ამდიდრებენ ძირითადად ფლოტაციური ხერხით. შემდეგ დამუშავებას ახდენენ კონვერტორში. კონვერტორში გაღობილ მადანს ამატებენ კვარცის ქვიშას და გვერდიდან ჩაბერენ ჰაერს, მადანში არსებული FeS იჟანგება და წარმოქმნის FeO, რომელიც სილიკატური წიდის სახით სცილდება მადანს



სპილენძი აღდგება თავისუფალი სახით



გაღლობილი სპილენძი გროვდება კონვერტორის ქვედა ნაწილში. ამ დროს მიიღება ე.წ. „შავი სპილენძი“ რომლის რაფინირებით ღებულობენ 99,5–99,8% სპილენძს.

სპილენძის მიღება შეიძლება აგრეთვე გაღობილი სპილენძის მარილების ან წყალხსნარების ელექტროლიზით.

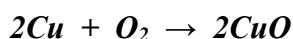
ფიზიკურ–ქიმიური თვისებები

ლითონური სპილენძი დამახასიათებელი მოწითალო ფერის მძიმე ლითონია, პლასტიკურია, ადვილად იწელება. ხასიათდება მაღალი სითბო და

ელექტროგამტარობით. სპილენძი ქიმიურად არააქტიური ლითონია ამიტომ კოროზიის მიმართ მდგრადია.

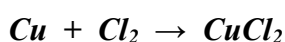
სპილენძი ოთახის ტემპერატურაზე ჟანგბადს არ უერთდება, მაგრამ ტენიან გარემოში ურთიერთქმედებს CO_2 –თან და წარმოქმნის მომწვანო ფერის ფუძე კარბონატს $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$.

ჰაერზე ან ჟანგბადთან გახურებისას სპილენძი იჟანგება:



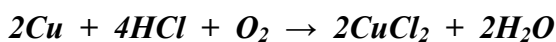
და წარმოქმნის შავი ფერის CuO -ს, ხოლო უფრო მაღალ ტემპერატურაზე მოწითალო აგურისფერ Cu_2O .

სპილენძი დაბალ ტემპერატურაზეც კი უერთდება ქლორს (ტენის თანაობისას) და სხვა ჰალოგენებს

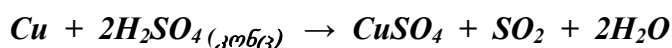


მაღალ ტემპერატურაზე იგი ადვილად ურთიერთქმედებს გოგირდთან, სელენტთან. უშუალოდ არ ურთიერთქმედებს აზოტთან, წყალბადთან, ნახშირბადთან, მაგრამ არაპირდაპირი გზით მათთან წარმოქმნის ნაერთებს.

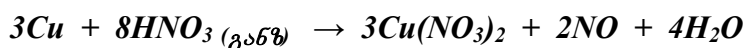
ლითონთა აქტივობის მწკრივში სპილენძი არის წყალბადის შემდეგ. ამიტომ იგი მჟავებიდან წყალბადს ვერ გამოაძევეს. მაღალ ტემპერატურაზე სპილენძი მოქმედებს ჰალოგენწყალბადმჟავებთან ჟანგბადის თანაობისას



სპილენძი იხსნება კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში



იგი იხსნება როგორც განზავებულ, ისე კონცენტრირებულ აზოტმჟავაში



სპილენძის ნაერთები

ცნობილია ნაერთები, რომლებშიც სპილენძის ჟანგვითი რიცხვი შეიძლება იყოს +1, +2 და +3. სპილენძის ნაერთებიდან უფრო მდგრადია ნაერთები რომელშიც სპილენძის ჟანგვითი რიცხვი ტოლია +2.

სპილენძ(I)-ის ნაერთები

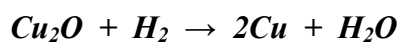
სპილენძ(I)-ის ოქსიდი (სპილენძის ქვეოქსიდი) – Cu_2O – მოწითალო აგურისფერი მყარი ნივთიერებაა. მიიღება სპილენძ(II)-ის მარილზე ტუტეების მოქმედებით აღმდგენელების (ჰიდროქსილამინი, ჰიდრაზინი, გლუკოზა) თანაობისას. ამ დროს ჯერ წარმოიქმნება ყვითელი ფერის CuOH , რომელიც ადვილად იშლება და გამოიყოფა აგურისფერი ნალექი – Cu_2O .

Cu_2O – წყალში უხსნადია, მაგრამ იხსნება ამიაკის წყალხსნარში და წარმოქმნის მდგრად კომპლექსებს:

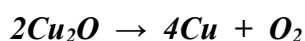
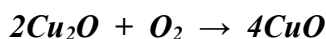


იგი ურთიერთქმედებს კონცენტრირებულ მარილმჟავასთან და წარმოქმნის კომპლექსს $\text{H}[\text{CuCl}_2]$. ორივე კომპლექსური ნივთიერება უფეროა.

მაღალ ტემპერატურაზე აღმდგენელების მოქმედებით ადვილად აღდგება თავისუფალ სპილენძამდე



1025°C -ზე Cu_2O იჟანგება და წარმოქმნის CuO , ხოლო უფრო მაღალ ტემპერატურაზე იშლება



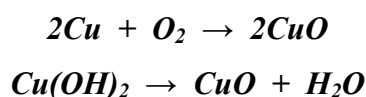
სპილენძ(I)-ის ჰიდროქსიდი – CuOH – ყვითელი ფერის წყალში უხსნადი მყარი ნივთიერებაა.

ცნობილია სპილენძ(I)-ის შესაბამისი მარილები. მაგ., CuCl , CuBr , CuCN , Cu_2S , Cu_2SO_4 . სპილენძ(I)-ის მარილები წყალში უხსნადია, არამდგრადებია განსაკუთრებით ჟანგბადოვანი მჟავას მარილები. შედარებით მდგრადია მათი შესაბამისი კომპლექსური მარილები. მაგ., $\text{Na}[\text{CuCl}_2]$, $\text{K}_3[\text{Cu}(\text{CN})_4]$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]_2\text{SO}_4$ და სხვა.

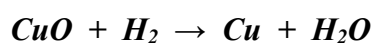
სპილენძ(II)-ის ნაერთები

სპილენძ(II)-ის ოქსიდი – CuO – შავი ფერის წყალში უხსნადი ნივთიერებაა. გეხვდება ბუნებაში.

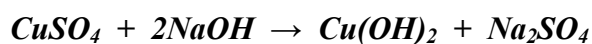
ლაბორატორიაში მიიღება ლითონური სპილენძის გახურებით ან 800°C -ზე $\text{Cu}(\text{OH})_2$ დაშლით



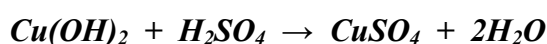
აღმდგენელების მოქმედებით CuO ადვილად აღდგება ლითონურ სპილენძამდე



სპილენძ(II)-ის მარილებზე ტუტეების მოქმედებით მიიღება $\text{Cu}(\text{OH})_2$ - ლაბისებური ღურჯი ფერის ნალექის სახით:



$\text{Cu}(\text{OH})_2$ ხასიათდება სუსტი ამფოტერული თვისებებით, იხსნება მჟავებში:



ძნელად იხსნება ტუტეებში კომპლექსური მარილების წარმოქმნით:



მიღებულ კომპლექსურ მარილებს – კუპრიტებს აქვთ ლურჯი შეფერილობა.

სპილენძი (II) თითქმის ყველა მჟავასთან წარმოქმნის შესაბამის მარილებს – ცნობილია CuCl_2 , CuBr_2 , CuSO_4 , $\text{Cu(NO}_3)_2$ და სხვა. CuI_2 – თავისუფალი სახით ცნობილი არ არის. CuSO_4 წარმოქმნის კრისტალჰიდრატს $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, რომელიც შაბიამნის სახელწოდებითაა ცნობილი.

ორვალენტიანი სპილენძი წარმოქმნის როგორც ანიონური, ისე კატიონური ტიპის კომპლექსურ მარილებს, რომლებშიც სპილენძის საკოორდინაციო რიცხვი ტოლია ძირითადად 4, ხოლო იშვიათად – 6.

ცნობილია ნაერთები, რომელშიც სპილენძის ჟანგვითი რიცხვი ტოლია +3. თუ დამჟანგავის თანაობისას Cu(OH)_2 -ზე ვიმოქმედებთ ტუტეებით, მიიღება ჰიდროქსო- და ოქსოკუპრატები KCuO_2 და $\text{K}[\text{Cu(OH)}_4]$.

სპილენძის ყველა ხსნადი მარილი საწამლაგია!

სპილენძს, მის ნაერთებს და შენადნობებს დიდი გამოყენება აქვს თანამედროვე ტექნიკის თითქმის ყველა დარგში. სპილენძისგან ამზადებენ ელექტროსადენებს, კარგი სითბოგამტარობის გამო მას იყენებენ მრავალი სახის თბოდანადგარებში.

განსაკუთრებით დიდი გამოყენება აქვს სპილენძის შენადნობებს მანქანათმშენებლობასა და ელექტროტექნიკურ მრეწველობაში. მისი შენადნობებიდან მნიშვნელოვანია თითბური (სპილენძის შენადნობი თუთიასთან), ბრინჯაო (სპილენძის შენადნობი კალასთან), მანგანინი (სპილენძის შენადნობი მანგანუმთან და ნიკელთან), მელქიორი (სპილენძის შენადნობი ნიკელთან) და სხვა.

სპილენძის შენადნობი ოქროსთან გამოიყენება საიუველირო ნაკეთობების დასამზადებლად.

სპილენძის ზოგიერთი ნაერთი – მაგალითად, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ გამოიყენება სოფლის მეურნეობაში.

ვერცხლი

ბუნებაში გავრცელება

ვერცხლი იშვიათად, მაგრამ მაინც გვხვდება თავისუფალი სახით. იგი ძირითადად გავრცელებულია ნაერთების სახით. ვერცხლის ბუნებრივი ნაერთებიდან აღსანიშნავია:

არგენტიტი (ვერცხლის კრიალა) – Ag_2S ,

პრუსტიტი – Ag_3AsS_3 ,

პირარგირიტი – Ag_3SbS_3 .

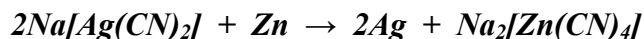
უფრო იშვიათად კერარგირიტი (რქა ვერცხლი) – AgCl ,

ბრომარგირიტი – AgBr და სხვა.

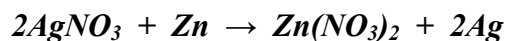
ვერცხლი მინარევის სახით ხშირად თან ახლავს ტყვიის და თუთიის მადნებს.

მიღების ხერხები

ლითონური ვერცხლი უძველესი დროიდან არის ცნობილი. ადრე ვერცხლს ღებულობდნენ მისი მადნებიდან ტყვიის და თუთიის დამატებით. ვერცხლს ძირითადად ღებულობენ მძიმე ლითონების მადნების ნარევიდან, სადაც ის Ag_2S სახით იმყოფება. მადანს ხსნიან ნატრიუმის ციანიდში და ამატებენ თუთიას



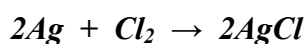
ლაბორატორიაში ლითონურ ვერცხლს ღებულობენ AgNO_3 -ის ხსნარზე თუთიის მოქმედებით:



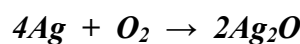
ფიზიკო-ქიმიური თვისებები

ვერცხლი – თეთრი ფერის ბზინვარე ლითონია. ლითონებიდან ოქროს შემდეგ ყველაზე მეტად წვევადი ლითონია. ვერცხლი სპილენძზე უფრო რბილია, მაგრამ ოქროზე მაგარი. ქვეჯგუფში ვერცხლს აქვს ყველაზე მაღალი თბო- და ელექტროგამტარობა.

ვერცხლი ქიმიურად არააქტიური ლითონია, თუმცა სინათლისა და ტენის პირობებში იგი ადვილად იერთებს ჰალოგენებს. ვერცხლის ჟანგვითი რიცხვი ტოლია +1



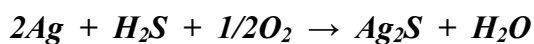
ანალოგიურად მიიღება სხვა ჰალოგენიდები. ვერცხლი მშრალ ჰაერზე არ იჟანგება, მაგრამ მაღალ ტემპერატურაზე ტენიან გარემოში იგი იჟანგება



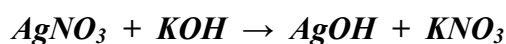
რადგან ვერცხლი ლითონთა აქტივობის მწკრივში მოთავსებულია წყალბადის შემდეგ, ჰალოგენწყალბადმჟავებიდან და განზავებულ გოგირდმჟავიდან წყალბადს ვერ აძევებს. ვერცხლი კარგად იხსნება აზოტმჟავასა და კონც. გოგირდმჟავაში:



ლითონურ ვერცხლზე ოთახის ტემპერატურაზე მოქმედებს გოგირდწყალბადი – H_2S (ჟანგბადთან ერთად):



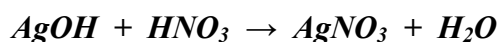
Ag_2O -ს შესაბამისი ჰიდროქსიდი – $AgOH$ – თეთრი ფერის არამდგრადი ნივთიერებაა. ის შეიძლება მივიღოთ ვერცხლის ნიტრატზე კალიუმის ტუტის სპირტხსნარის მოქმედებით:



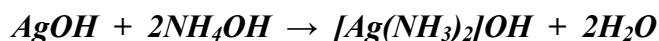
ვერცხლი(I)-ის ჰიდროქსიდი – AgOH – არამდგრადია და განსაკუთრებით სინათლის მოქმედებით ადვილად იშლება:



AgOH ხასიათდება სუსტი ამფოტერული თვისებებით, იხსნება მუავებში:



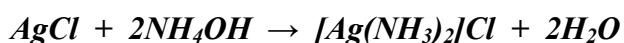
AgOH კარგად იხსნება ამონიუმის ჰიდროქსიდის ხსნარში კომპლექსური ნაერთის წარმოქმნით;



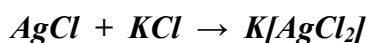
AgNO_3 -ის წყალხსნარზე აღმდგენელების (ფორმალდეჰიდი, გლუკოზა) მოქმედებით მიიღება ლითონური ვერცხლი. ამ გზით მზადდება სარკეები. ვერცხლის ქლორიდი და ბრომიდი ძალიან მგრძობიარეა სინათლის მიმართ. ამიტომ ისინი გამოიყენება ფოტოგრაფიაში.

ვერცხლი ადვილად წარმოქმნის კოორდინაციულ ნაერთებს, რომელთაც დიდი პრაქტიკული მნიშვნელობა აქვს.

ვერცხლის კოორდინაციული ნაერთები ძირითადად წყალში კარგად ხსნადია, ამიტომ კოორდინაციული ნაერთების წარმოქმნით შესაძლებელია მისი უხსნადი მარილების ხსნად მდგომარეობაში გადაყვანა. მაგალითად, AgCl , AgOH , Ag_2CO_3 , AgCl -ზე ამიაკის წყალხსნარის მოქმედებით მიიღება ხსნადი კოორდინაციული ნაერთი:



კოორდინაციული ნაერთები მიიღება ასევე ვერცხლის ჰალოგენიდებზე ტუტე ლითონების ჰალოგენიდების მოქმედებით:



ორვალენტიანი ვერცხლის ნაერთებიდან ცნობილია AgF_2 და AgO .

ვერცხლი(II)-ის ფტორიდი – AgF_2 – შავი ფერის ნივთიერებაა. მიიღება წვრილად დაფხვნილ ლითონურ ვერცხლზე ფტორის გატარებით.

ვერცხლი(II)-ის ოქსიდი – AgO – შავი ფერის ფხვნილია. მას ღებულობენ ვერცხლის მარილის ანოდური ჟანგით, Ag_2O -ს ოზონით ჟანგვისას. ცნობილია ორვალენტიანი ვერცხლის კომპლექსური მარილებიც ორგანულ ლიგანდებთან.

სამვალენტიანი ვერცხლის ნაერთი ცნობილია მხოლოდ კომპლექსური მარილების სახით, მაგალითად $\text{K}[\text{AgF}_4]$.

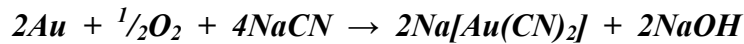
ლითონური ვერცხლი თავისუფალი სახით თითქმის არ გამოიყენება. პრაქტიკაში ძირითადად იყენებენ მის შენადნობებს. ვერცხლის შენადნობი სპილენძთან გამოიყენება სამკაულების, მონეტების, საოჯახო და ლაბორატორიული ჭურჭლის დასამზადებლად. კოროზიისგან დასაცავად ვერცხლით ფარავენ ზოგიერთ ლითონს. რადიოტექნიკაში ვერცხლს იყენებენ როგორც საუკეთესო ელექტროგამტარს.

ოქრო

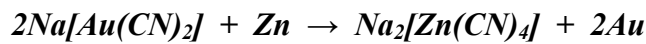
ბუნებაში გავრცელება

ოქრო ბუნებაში გვხვდება ძირითადად თვითნაბადი სახით. იშვიათად გვხვდება ნაერთები ტელურიდების (მაგალითად, AuAgTe_4 , AuTe_2) სახით, რომლებიც თან ახლავს თვითნაბადი ოქროს საბადოებს. მცირე რაოდენობით ოქრო გვხვდება რკინის, ტყვიის და სპილენძის სულფიდურ მადნებში.

ოქროს უძველესი დროიდან ღებულობდნენ მექანიკური საშუალებით. თვითნაბადი ოქროს მადანს რეცხავენ ჩამდინარე წყლით. ქვიშის ნაწილაკები მიჰქონდა წყალს, ხოლო ოქრო, როგორც უფრო მძიმე, რჩებოდა თავისუფალი სახით. ოქროს ღებულობენ აგრეთვე ქიმიური საშუალებით, კერძოდ ამალგამირებით – ოქრო ადვილად უერთდება ვერცხლისწყალს და წარმოქმნის თხევად ნაღვლს, რომლიდანაც ვერცხლისწყალს აცილებენ გამოხდით. დღეისათვის ყველაზე მეტად გავრცელებულია ოქროს მიღება ციანიდური მეთოდით. ოქროს მადანს ამუშავებენ ნატრიუმის ციანიდის განზავებული ხსნარით ჰაერის თანაობისას, რომელიც ჟანგავს ოქროს ერთვალენტოვნამდე:



წარმოქმნილ კომპლექსურ ნაერთს – ნატრიუმის დიციანოაურიტს (I) შლიან ელექტროდენით ან უმატებენ ლითონურ თუთიას

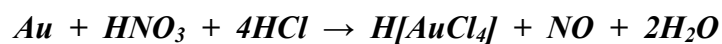


მიღებულ ოქროს ჩარეცხავენ გოგირდმჟავათი და წყლით.

ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

ოქრო – თავისუფალი სახით ყვითელი ფერის, რბილი ლითონია, ძალიან ჭკედადი და წვევადი. გლინვით შეიძლება ძალზე თხელი ფირფიტების, ხოლო გაჭიმვით უწვრილესი მავთულის მიღება. ოქრო სითბოს და ელექტროობის კარგი გამტარია.

ოქრო ქიმიური ბუნებით არააქტიური ლითონია, რის გამოც მას კეთილშობილ ლითონსაც უწოდებენ. ოქრო ჟანგბადის და ტენის გარემოში მაღალ ტემპერატურაზეც კი არ იცვლება. მშრალ ატმოსფეროში ჰალოგენები ოქროზე თითქმის არ მოქმედებენ. ოქროზე ცალკეული მჟავები არ მოქმედებენ, მაგრამ ოქრო კარგად იხსნება აზოტმჟავასა და მარილმჟავას ნარევიში („სამეფო წყალი“), სადაც დამჟანგველს წარმოადგენს ქლორის ატომი:



ოქროსათვის დამახასიათებელია ნაერთები, რომელშიც მისი ჟანგვითი რიცხვი ტოლია +1 და +3, მაგრამ უფრო მდგრადი ნაერთებია +3 ჟანგვითი რიცხვით.

ოქრო(I)-ის ნაერთები

ოქრო წარმოქმნის ორ ოქსიდს Au_2O და Au_2O_3 .

ოქრო(I)-ის ოქსიდი – Au_2O – მიიღება ოქრო(I)-ის მარილებზე ტუტეების მოქმედებით



თვითჟანგვა-თვითაღდგენის შედეგად იგი ადვილად იშლება თავისუფალი ოქროს გამოყოფით:



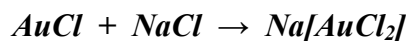
AuCl-ს დებულობენ AuCl₃-ის გახურებით დაახლოებით 185°C-ზე



ოქრო(I)-ის ქლორიდი –AuCl– ყვითელი ფერის ნივთიერებაა. იგი წყალში ძნელად იხსნება, მაგრამ წყალი მას ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე მაინც შლის ოქროს გამოყოფით



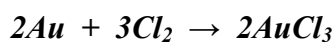
AuCl ადვილად იხსნება ტუტე ლითონების ქლორიდებში



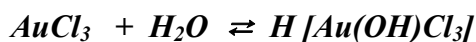
და წარმოქმნის კომპლექსურ მარილს.

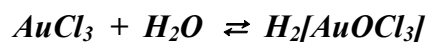
ოქრო(III)-ის ნაერთები

200°C-ზე მაღალ ტემპერატურაზე ოქრო მოქმედებს ჰალოგენებთან



ოქრო(III)-ის ქლორიდი – AuCl₃ – წითელი ფერის ნემსისებური კრისტალებია. AuCl₃ განიცდის ჰიდროლიზს და წარმოქმნის ანიონურ კომპლექსებს

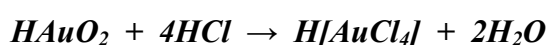




ოქრო(III)-ის ოქსიდი – Au_2O_3 – მომწვანო მურა ფერის ნივთიერებაა, მცირედ მდგრადია.

ოქრო(III)-ის ჰიდროქსიდი – HAuO_2 – წითელი-ყავისფერი ფხვნილია. უპაეროდ გახურებისას გარდაიქმნება Au_2O_3 .

ოქრო(III)-ის ჰალოგენიდები, ოქსიდი და ჰიდროქსიდი – ამფოტერული ნივთიერებებია, რომლებშიც ჭარბობს მჟავური თვისებები:



ქლოროქროს მჟავა – $\text{H}[\text{AuCl}_4]$ – ყვითელი ფერის კრისტალური ნივთიერებაა. ქლოროქროს მჟავა $\text{Au}(\text{III})$ –ის ნაერთებიდან ყველაზე მდგრადია. ცნობილია მისი შესაბამისი კომპლექსური მარილები $\text{Na}[\text{AuCl}_4]$, $\text{Na}[\text{Au}(\text{SO}_4)_2]$ და სხვა.

ოქროს ძალიან დიდი გამოყენება აქვს, როგორც სავალუტო ლითონს. ვერცხლთან და სპილენძთან ერთად ოქროს შენადნობებისგან ამზადებენ სამკაულებს და ფიზიკურ-ქიმიურ ხელსაწყოებს. კოლოიდურ ოქროს იყენებენ მედიცინაში.

I ჯგუფის თანაური ძვეჯგუფის ელემენტების ბიოლოგიური როლი

სპილენძი. სპილენძი ადამიანის ორგანიზმში ძირითადად კონცენტრირდება ღვიძლში, თავის ტვინში და სისხლში. დადგენილია, რომ დაახლოებით 70 კგ წონის ადამიანში სპილენძის შემცველობა აღწევს 1,1 მმოლს. მნიშვნელოვან როლს ასრულებენ სპილენძშემცველი ფერმენტები და ცილები. დღეისათვის ცნობილია 25 ასეთი ცილა და ფერმენტი, რომელიც შეადგენენ ოქსიგენაზების და ჰიდროქსილაზების ჯგუფს. სპილენძშემცველ ფერმენტებში სპილენძის ჟანგვითი რიცხვია +1 და ჟანგბადი ადვილად ჟანგავს მას +2-მდე.

არსებობს ცილათა ჯგუფი (ოქსიდაზები), რომელიც კატალიზურად მოქმედებს დაჟანგული ნივთიერებიდან უშუალოდ მოლეკულურ ჟანგბადზე პროტონის ან

ელექტრონის გადატანით მიმდინარე უანგვა-აღდგენით რეაქციებზე. ქსიდაზების უმნიშვნელოვანესი წარმომადგენელია სასუნთქი ფერმენტი ციტოქრომოქსიდაზა. ეს ფერმენტი ახდენს სუნთქვის საბოლოო ეტაპის კატალიზირებას. ამ პროცესში სპილენძის უანგვითი რიცხვი შექცევადად იცვლება: $Cu^{2+} + e = Cu^+$. Cu^{2+} იონები იძენენ ელექტრონს და გადადიან Cu^+ იონში, რომელიც მოლეკულური უანგვადით იუანგება. ასეთი გზით აღდგენილი უანგვადი იძენს პროტონებს გარე სფეროდან და გარდაიქმნება წყლად. ე.წ. “ცისფერი” ოქსიდაზა (ცერულოპლაზმინი) შეიცავს 8 ატომ სპილენძს ცილის ყოველ 1 მოლეკულაზე. ცერულოპლაზმინი ასრულებს გადამტანის ფუნქციას, არეგულირებს სპილენძის ბალანსს და უზრუნველყოფს ჭარბი სპილენძის გამოტანას ორგანიზმიდან.

სპილენძის დეფიციტი იწვევს ჭლარის გაჩენას. მუქთმიან ადამიანებში სპილენძი უფრო მეტია, ვიდრე ღია ფერის თმიაანებში. ამიტომ გერონტოლოგების რჩევით საჭიროა ისეთი საკვების გამოყენება, რომელიც დიდი რაოდენობით შეიცავს სპილენძს. ასეთია: თხილი, კვერცხის გული, ჭვავის პური, ღვიძლი. უნშენის ფოთლები სპილენძის განსაკუთრებით დიდ რაოდენობით შეიცავს.

მიუხედავად სპილენძის დიდი მნიშვნელობისა ადამიანის ორგანიზმისთვის, ის შეიძლება ტოქსიკური იყოს. სპილენძის ნაერთები, განსაკუთრებით გოგირდნაერთები, მომწამვლელეებია. ადამიანის ორგანიზმში სპილენძის სიჭარბემ შეიძლება ღვიძლის დაავადება და სასუნთქი გზების ფუნქციის მოშლა გამოიწვიოს.

ხალხური მედიცინა დიდი ხნის განმავლობაში იყენებდა ლითონურ სპილენძს სხვადასხვა დაავადებათა სამკურნალოდ. ცნობილია, რომ სპილენძის მაღაროებში მომუშავე ადამიანები არ ავადდებიან რადიკულიტით, ჰიპერტონიით, ავთვისებიანი სიმსივნით. სპილენძის შემცველი პრეპარატები გამოიყენება კუჭის წყლულის სამკურნალოდ, რომელიც ასპირინის ჭარბი დოზის მიღებითაა გამოწვეული.

სპილენძის ხსნადი მარილები დიდი კონცენტრაციით ტოქსიკურებია. სპილენძის აჯასპის 2გ იწვევს ძლიერ მოწამვლას, რაც ხშირ შემთხვევაში სიკვდილით მთავრდება.

ვერცხლი. სპილენძთან შედარებით ვერცხლის ბიოლოგიური მნიშვნელობა მცირეა. ვერცხლი მიეკუთვნება მინარეგებიან მიკროელემენტებს. მიახლოებით 7,3 მმოლი ვერცხლი, რომელსაც ადამიანის ორგანიზმი შეიცავს, უპირატესად გროვდება ღვიძლში, ჰიპოფიზში, ერითროციტებსა და თვალის პიგმენტურ გარსში.

ორგანიზმში მოხვედრისას ვერცხლი, ისევე, როგორც სხვა მძიმე ლითონები, ტოქსიკურ ზემოქმედებას იწვევს. ამ დროს, როგორც წესი, ის უკავშირდება ცილის მოლეკულაში შემავალ გოგირდის ატომებს. შედეგად ხდება შესაბამისი ფერმენტების ინაქტივაცია.

წყალი, რომელსაც შეიცავს 10^{-8} მმოლი/ლ ვერცხლის იონებს, ბაქტერიციდული თვისებებით ხასიათდება, რაც უხსნადი ალბუმინატების წარმოქმნასთანაა დაკავშირებული. ვერცხლის ბაქტერიციდული ეფექტი უფრო მაღალია, ვიდრე ქლორის, ქლორიანი კირის და კარბოლმუავისა.

ვერცხლის ნიტრატი, რომელიც პრაქტიკაში “ლიაპისის” სახელწოდებითაა ცნობილი, ფართოდ გამოიყენება, როგორც გარეგანი მოქმედების პრეპარატი. ე.წ. “ვერცხლიან წყალს” იყენებენ ჭრილობების, წყლულების, შარდის ბუშტის სამკურნალოდ, ასევე სამკურნალო პრეპარატების სტერილიზაციისა და ვარგისიანობის ვადის გაზრდის მიზნით. ვერცხლის შემცველ პრეპარატებს შორის ფართოდაა ცნობილი პროტარგოლი (ვერცხლის კომპლექსი ცილასთან) და კოლარგოლი (კოლოიდური ვერცხლი). კონიუქტივიტის, ლორწოვანი გარსების დაავადებისას, კანის, უროლოგიური და ვენერიული დაავადებების დროს ხშირად იყენებენ ვერცხლის ნაერთების კოლოიდურ ხსნარებს.

სტომატოლოგიურ პრაქტიკაში ვერცხლი გამოიყენება სხვადასხვა შენადნობების სახით (სპილენძი, ვერცხლი, კალა)

ვერცხლის ხსნადი მარილები ორგანიზმში დიდი დოზით მოხვედრისას მოწამვლას იწვევენ, რასაც თან ახლავს კუჭ-ნაწლავის ტრაქტის ლორწოვანი გარსის კვდომა. ორგანიზმიდან ვერცხლის გამოსადევნად საჭიროა მისი უხსნად ქლორიდში გადაყვანა, რისთვისაც ნატრიუმის ქლორიდს იყენებენ.

ოქრო. ოქრო მიეკუთვნება იმ მიკროელემენტებს, რომლებიც მუდმივად არსებობობენ ადამიანთა და ცხოველთა ორგანიზმებში. ის არ ასრულებს ისეთ მნიშვნელოვან როლს, როგორც ვერცხლი და სპილენძი, თუმცა, მიუხედავად ამისა, ოქროს ნაერთებმა გამოიყენება კპოვეს სამედიცინო პრაქტიკაში. მაგ. ოქროს (I) ნაერთები გამოიყენება ინფექციური პოლიართრიტის სამკურნალოდ. კბილის პროტეზირებისას გამოიყენება ოქროს შენადნობი ვერცხლთან და სპილენძთან.

ავთვისებიანი სიმსივნეების სამკურნალოდ გამოიყენება ^{198}Au იზოტოპი კოლოიდური ხსნარების სახით. ამ იზოტოპს იყენებენ აგრეთვე ინდიკატორად ბიოქიმიურ პროცესებში.

ყველაზე ფართოდ გავრცელებული ოქროსშემცველი პრეპარატებია კრიზანოლი და სანოკრიზინი. ისევე, როგორც ვერცხლის ნაერთებს, ოქროს ნაერთებსაც ახასიათებს ბაქტერიციდული თვისებები.

თაზო IX

II ჯგუფის თანაური ძვეჯგუფის ელემენტები

პერიოდული სისტემის II ჯგუფის d-ელემენტებია: თუთია, კადმიუმი და ვერცხლისწყალი.

ელემენტი	ატომური მასა	ატომის ელექტრონული კონფიგურაცია	ელექტრო-უარყოფითობა	უანგვითი რიცხვი
Zn	65,39	$3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$	1,66	+2
Cd	112,411	$4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2$	1,46	+2
Hg	200,59	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2$	1,44	+1, +2

მათ გარე სავალენტო ელექტრონულ დონეზე აქვს ns^2 –ელექტრონები. აღსანიშნავია ის ფაქტი, რომ ამ ელემენტთა შემთხვევაში ქიმიური ბმების წარმოქმნაში მონაწილეობენ მხოლოდ ns^2 ელექტრონები და მათი მაქსიმალური ვალენტობა ორის ტოლია. $(n-1)d$ ქვედონის ელექტრონები ქიმიური ბმების წარმოქმნაში არ მონაწილეობენ, რადგან $(n-1)d^{10}$ ელექტრონული ქვედონე სტაბილურია არ გასცემენ ელექტრონებს. ამით ეს ელემენტები ემსგავსებიან II ჯგუფის s-ელემენტებს და განსხვავდებიან d-ელემენტებისგან.

ელექტრონული კონფიგურაციის შესაბამისად II ჯგუფის d-ელემენტებს ახასიათებთ დაბალი ღებობის და დუდილის ტემპერატურა, რომელიც მცირდება

ქვეჯგუფში ატომური მასის ზდრასთან ერთად. ყველაზე დაბალი ღღობის და დუდილის ტემპერატურა შეესაბამება ვერცხლისწყალს.

ჟანგბადის მიერთების უნარი უფრო მკვეთრად აქვთ გამოხატული II ჯგუფის d-ელემენტებს, ვიდრე შესაბამის I ჯგუფის d-ელემენტებს, მაგრამ უფრო ნაკლებად, ვიდრე III ჯგუფის d-ელემენტებს.

II ჯგუფის d-ელემენტები წარმოქმნიან კომპლექსურ მარილებს, სადაც კოორდინაციული რიცხვი ტოლია 3 და 4.

თუთია

ბუნებაში გავრცელება

თუთია ბუნებაში გავრცელებულია მხოლოდ ნაერთების სახით. თუთიის ბუნებრივი ნაერთებიდან მნიშვნელოვანია:

სფალერიტი – ZnS ,

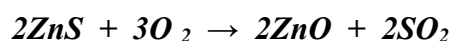
სმიტრონიტი (თუთიის შპატი) – $ZnCO_3$,

ჰალსეი (კალამინი) – $Zn_2SiO_4 \cdot H_2O$.

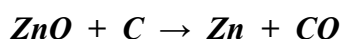
თუთიას შეიცავს აგრეთვე ტყვიის და ვერცხლის შემცველი მადნები.

მიღების ხერხები

ბუნებრივი მადნები თუთიას შეიცავენ მცირე რაოდენობით, ამიტომ ლითონური თუთიის მისაღებად მადანს გადაამუშავებენ, ახდენენ მის გამდიდრებას და დებულობენ თუთიის კონცენტრატს. მიღებულ კონცენტრატს გამოწვავენ. ამ დროს თუთიის სულფიდი გარდაიქმნება თუთიის ოქსიდად



თუთიის ოქსიდს შემდეგ აღადგენენ ნახშირბადის, CO ან წყალბადის საშუალებით:

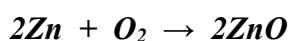


თუთიის მიღება შეიძლება აგრეთვე თუთიის მარილების წყალხსნარების ელექტროლიზით.

ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

თუთია – თეთრი (მოლურჯო) ფერის, მძიმე ლითონია. ჰაერზე სწრაფად კარგავს ლითონურ ბზინვარებას, რადგან იფარება ოქსიდის თხელი ფენით, რომელიც იცავს მას ჰაერის შემდგომი მოქმედებისგან. ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე თუთია მყიფეა, დაახლოებით 100–150°C-ზე იგი წვევადია და კარგად იგლინება, ხოლო 200°C-ზე უფრო მაღალ ტემპერატურაზე კვლავ მყიფე ხდება.

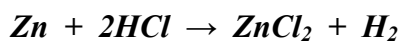
ჰაერზე გახურებისას თუთია იწვის მომწვანო-მოლურჯო ალით:



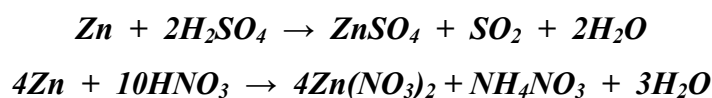
ურთიერთქმედებს ჰალოგენებთან, გოგირდთან.

მიუხედავად იმისა, რომ თუთია ლითონთა აქტივობის მწკრივში მოთავსებულია წყალბადის წინ, წყალთან არ ურთიერთქმედებს, რადგან დაფარულია ოქსიდის ფენით, რომელიც წყალში არ იხსნება. მაღალ ტემპერატურაზე გავარვარებული თუთია შლის წყლის ორთქლს და CO₂-ს, რის შედეგადაც წარმოქმნება ZnO.

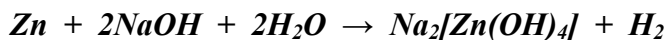
თუთია იხსნება როგორც განზავებულ, ისე კონც. მჟავებში. განზავებული მჟავებიდან თუთია აღადგენს წყალბადს:



კონცენტრირებულ მჟავებთან ურთიერთქმედებისას ხდება მჟავას წარმომქმნელი ელემენტის აღდგენა



თუთია ამფოტერული ლითონია, ამიტომ იგი იხსნება ტუტეებშიც. ტუტეების წყალხსნარებთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის კომპლექსურ ნაერთებს – ჰიდროქსომარილებს:



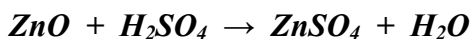
$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ – ნატრიუმის ტეტრაჰიდროქსო ცინკატი.

თუთია ნაერთებში ამჟღავნებს მხოლოდ ორვალენტოვნებას.

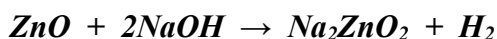
თუთიის ოქსიდი – ZnO – როგორც უკვე აღვნიშნეთ მიიღება თუთიის ჰაერზე გახურებისას. მისი მიღება შეიძლება თუთიის ჰიდროქსიდის ან შესაბამისი მარილების დაშლით.

ZnO – თეთრი ფერის მყარი ნივთიერებაა. გახურებისას ის ღებულობს ინტენსიურ ყვითელ შეფერილობას, ხოლო გაცივებისას კვლავ თეთრი ფერის ხდება.

ZnO – წყალში არ იხსნება. კარგად იხსნება, როგორც მჟავაში ისე ფუძეში (ამფოტერულია)



ცხელ კონცენტრირებულ ტუტეებთან (ან მყარ მდგომარეობაში შეფლობისას) წარმოქმნის მარილებს

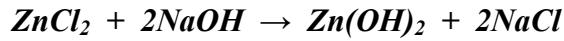


ჩვეულებრივ ტემპერატურაზე ტუტეების წყალხსნარებთან ურთიერთქმედებისას წარმოქმნის ჰიდროქსომარილებს

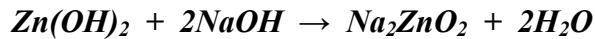
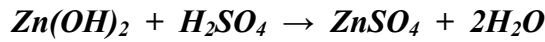


ZnO – გამოიყენება პრაქტიკაში თეთრი ფერის (თუთიის თეთრას) საღებავის სახით.

თუთიის ჰიდროქსიდი – $\text{Zn}(\text{OH})_2$ – თეთრი ფერის მყარი, წყალში უხსნადი ნივთიერება. მიიღება თუთიის მარილებზე ტუტეების მოქმედებით:



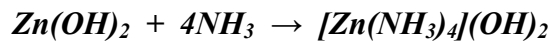
$Zn(OH)_2$ – ამფოტერულია, იხსნება როგორც მჟავებში, ისე ტუტეებში მარილების წარმოქმნით:



სოლო ტუტეების წყალხსნარებთან წარმოქმნის ჰიდროქსიდმარილებს:



იგი იხსნება აგრეთვე NH_3 -ის ხსნარში და წარმოქმნის ამინო კომპლექსებს:

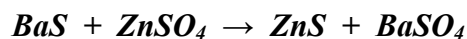


თუთიის მარილების ხსნარებში NH_3 -ის გატარებისას ჯერ ილექება $Zn(OH)_2$, რომელიც შემდეგ იხსნება ჭარბ ამიაკში და წარმოქმნის ჰიდროქსიდმარილს.

თუთია თითქმის ყველა მჟავასთან წარმოქმნის შესაბამის მარილებს.

თუთია წარმოქმნის კომპლექსურ მარილებს, თუმცა კომპლექსწარმოქმნის უნარი სპილენძთან შედარებით ნაკლებად აქვს გამოხატული. თუთიის ქლორიდი ტუტე ლითონების ქლორიდებთან ან ამიაკთან მოქმედებისას წარმოქმნის ტეტრაქლოროცინკატებს – $Na_2[ZnCl_4]$ და $(NH_4)_2[ZnCl_4]$. თუთიის მარილები ამიაკთან მოქმედებისას წარმოქმნიან ორ ან ოთხ მოლეკულა ამიაკის შემცველ, წყალში ხსნად მარილებს – $[ZnCl_2(NH_3)_2]$ და $[Zn(NH_3)_4]Cl_2$.

თუთიის სულფიდისა და ბარიუმის სულფატის ნარევის (ლითოფონი), რომელიც მიიღება ბარიუმის სულფიდის $ZnSO_4$ -ის ხსნარით დამუშავებისას:



თეთრი ფერის პიკმენტის სახით იყენებენ საღებავის დასამატებლად.

თუთიის ოქსიდი – თუთიის თეთრა გამოიყენება ზეთის საღებავების და ზოგიერთი სამკურნალო პრეპარატის მისაღებად, რეზინის და კერამიკულ წარმოებაში, კატალიზატორად ორგანული ნერთების მისაღებად.

დიდი რაოდენობით თუთია გამოიყენება ლითონების დასაფარავად, რომელიც მათ იცავს კოროზიისაგან. დიდი მნიშვნელობა აქვს თუთიის შენადნობებს ალუმინთან, სპილენძთან, მანგანუმთან და სხვა ლითონებთან.

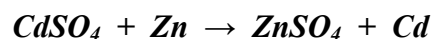
კადმიუმი

ბუნებაში გავრცელება

კადმიუმი ბუნებაში თავისუფალი სახით არ გვხვდება. გვხვდება მხოლოდ ნაერთების სახით: სულფიდის - **CdS**, ოქსიდის - **CdO** ან კარბონატის **CdCO₃** სახით. CdS – მინერალი გრინოკიტი გვხვდება თუთიის და ტყვიის მადნებთან ერთად. კადმიუმი ბუნებაში, თუთიასთან შედარებით უფრო მცირე რაოდენობით არსებობს.

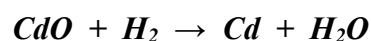
მიღების ხერხები

ლითონურ კადმიუმს ძირითადად დებულობენ თუთიის მადნების დამუშავების შედეგად მიღებული ნარჩენებიდან. ნარჩენებს ხსნიან გოგირდმჟავაში, ხოლო კადმიუმს დალექავენ თუთიის მოქმედებით



გასუფთავების მიზნით მიღებულ პროდუქტს ამუშავებენ გოგირდმჟავით და ახდენენ მის ელექტროლიზს.

კადმიუმის მიღება შეიძლება კადმიუმის ოქსიდზე აღმდგენელის მოქმედებით

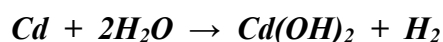


ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

ლითონური კადმიუმი ვერცხლისფერი ბზინვარე ლითონია. თავისი თვისებებით კადმიუმი ძალიან ჰგავს თუთიას, აქ განვიხილავთ მხოლოდ ამ ორი ელემენტის თვისებებს შორის არსებულ განსხვავებას.

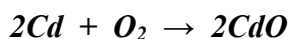
თუთიასთან შედარებით კადმიუმი ხასიათდება უფრო დაბალი ლღობის და დუღილის ტემპერატურით. თუთია უფრო აქტიური ლითონია ვიდრე კადმიუმი, ამიტომ იგი აძევებს კადმიუმს ნაერთებიდან. კადმიუმი თუთიის ანალოგიურად იხსნება მჟავებში, მაგრამ მისგან განსხვავებით არ იხსნება ტუტეებში.

ლითონთა აქტივობის მწკრივში კადმიუმი მოთავსებულია წყალბადამდე. მიუხედავად ამისა, ოთახის ტემპერატურაზე წყალს არ შლის. მაღალ ტემპერატურაზე მოქმედებს წყლის ორთქლთან და გამოყოფს წყალბადს



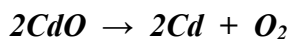
კადმიუმის ჟანგვითი რიცხვი ნაერთებში ტოლია +2. თუთიის ანალოგიურად კადმიუმი მოქმედებს მაღალ ტემპერატურაზე ჰალოგენებთან, ჟანგბადთან, გოგირდთან, სელენთან, ტელურთან, ფოსფორთან და სხვა.

კადმიუმის ოქსიდი – CdO – კადმიუმი მაღალ ტემპერატურაზე ჟანგბადში იწვის და წარმოქმნის მურა ფერის CdO-ს:

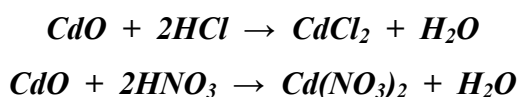


იგი მიიღება აგრეთვე Cd(OH)₂ ან CdCO₃-ის დაშლით.

700°C-ზე გახურებისას იწყება CdO-ს გამოხდა, ხოლო უფრო მაღალ ტემპერატურაზე ხდება მისი დაშლა

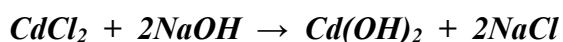


ამით იგი განსხვავდება თუთიის ოქსიდისგან. CdO წყალში ძნელად იხსნება, მაგრამ იხსნება მჟავებში

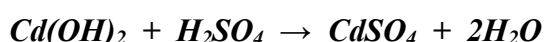


თუთიის ოქსიდისგან განსხვავებით CdO -ს ახასიათებს ფუძე ოქსიდის თვისებები, ამიტომ არ იხსნება ტუტეებში.

კადმიუმის ჰიდროქსიდი – $Cd(OH)_2$ – თეთრი ფერის ფხვნილისებური ნივთიერებაა. იგი მიიღება კადმიუმის მარილების ტუტეებით დამუშავებისას

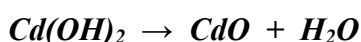


$Cd(OH)_2$ იხსნება მჟავებში

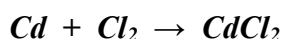


$Zn(OH)_2$ -სგან განსხვავებით $Cd(OH)_2$ არ იხსნება ტუტეებში. იგი იხსნება ამიაკში და წარმოქმნის კომპლექსურ ნაერთს $[Cd(NH_3)_4](OH)_2$ – ტეტრაამინოკადმიუმის ჰიდროქსიდს.

მაღალ ტემპერატურაზე გახურებისას $Cd(OH)_2$ იშლება CdO -ს წარმოქმნით



კადმიუმი ჰალოგენებთან მაღალ ტემპერატურაზე წარმოქმნის მარილებს:

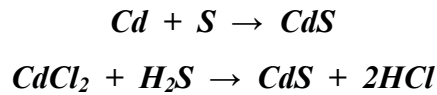


კადმიუმი ანალოგიურ ნაერთებს წარმოქმნის სხვა ჰალოგენებთან. კადმიუმის ჰალოგენიდები CdF_2 -ის გარდა (მცირედ იხსნება) კარგად იხსნებიან წყალში. კადმიუმის ჰალოგენიდები წყალხსნარებში წარმოქმნიან ავტოკომპლექსებს, მაგ., სამი მოლეკულა CdI_2 წარმოქმნის წყალში ხსნად კომპლექსურ მარილს $Cd[CdI_3]_2$.

კადმიუმის ჰალოგენიდები ტუტე ლითონების ჰალოგენიდებთან წარმოქმნიან $Me[CdX_3]$ ან $Me_2[CdX_4]$ შედგენილობის კომპლექსურ მარილებს. ანალოგიური შედგენილობა აქვთ ციანიდურ კომპლექსებს.

კადმიუმის (II) მარილები თუთიის (II) მარილების ანალოგიურად ამიაკთან მოქმედებისას არ წარმოქმნის შესაბამის წყალში უხსნად ფუძეებს არამედ წარმოქმნიან წყალში ხსნად უფერო $[Cd(NH_3)_4]^{2+}$ -კათიონის შემცველ კომპლექსურ მარილებს.

კადმიუმის მარილებიდან განსაკუთრებული მნიშვნელობა აქვს CdS, რომელიც ბუნებაშიც გვხვდება მცირე რაოდენობით. მისი მიღება შეიძლება კადმიუმზე გოგირდის ან კადმიუმის მარილებზე გოგირდწყალბადის მოქმედებით:



გამოიყოფა ყვითელი ნალექის სახით. გამოიყენება ყვითელი ფერის ზეთის საღებავის დასამზადებლად.

კადმიუმის ნაერთები თუთიის ნაერთებთან შედარებით ტოქსიკურია.

ლითონურ კადმიუმს აქვს ნეიტრონების შთანთქმის უნარი, ამიტომ მას იყენებენ ფიზიკაში. ლითონური კადმიუმისგან ან მისი შენადნობებისგან ამზადებენ რეაქტორის მმართველ დეროებს, რომლებიც არეგულირებენ რეაქტორში მიმდინარე პროცესებს. კადმიუმი გამოიყენება ლითონებთან ადვილდობადი შენადნობების დასამზადებლად. უკანასკნელ ხანებში კადმიუმს იყენებენ ფოლადის ან რკინის ნაკეთობების დასაფარავად. კადმიუმს იყენებენ სტომატოლოგიაში. კადმიუმის ნაერთები გამოიყენება საღებავების წარმოებაში.

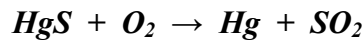
ვერცხლისწყალი

ბუნებაში გავრცელება

ვერცხლისწყალი ბუნებაში გვხვდება მცირე რაოდენობით. გავრცელებულია ძირითადად ნაერთების სახით – სულფიდების, სელენიდების, ოქსიდის და სხვა. ამ მინერალებიდან განსაკუთრებით მნიშვნელოვანია მინერალი კინოვარი – **HgS**. იშვიათად გვხვდება თავისუფალი ვერცხლისწყალი სხვადასხვა მადნებში წვეთების სახით. ვერცხლისწყალი ძალიან მცირე რაოდენობით გვხვდება ზღვის წყალშიც.

მიღების ხერხები

ლითონურ ვერცხლისწყალს ღებულობენ ძირითადად HgS-დან. ამ მიზნით ახდენენ მის გამოწვას სპეციალურ ღუმელებში (600-700°C-ზე). გოგირდი იწვის და გადადის SO₂-ში, ხოლო წარმოქმნილი HgO იშლება და მიიღება ვერცხლისწყალი ორთქლის სახით, რომელიც კონდენსირდება მიმღებში



მიღებული ვერცხლისწყლის შემდგომი გასუფთავება ხდება ფიზიკური, ზოგიერთი ქიმიური, ან ელექტროქიმიური მეთოდების გამოყენებით.

ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

ლითონური ვერცხლისწყალი ოთახის ტემპერატურაზეც კი თხევადია, მყარდება – 38,89°C-ზე. ვერცხლის წყალი ვერცხლისფერი მბზინავი ლითონია. მშრალ ჰაერზე ჩვეულებრივ პირობებში არ იჟანგება. ტენიან გარემოში იფარება Hg₂O-ის მოშავო ფერის თხელი ფენით.

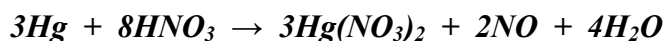
ვერცხლისწყალს აქვს ლითონების გახსნის უნარი, რის შედეგადაც წარმოქმნება **ამალგამები**. ვერცხლისწყალი ამალგამებს წარმოქმნის შემდეგ ლითონებთან – Au, Na, K, Cd, Sn, Pb, Cu, Zn და სხვა. იმის მიხედვით, თუ რა რაოდენობის Hg-ს შეიცავს ამალგამები შეიძლება იყოს – თხევადი, ნახევრადთხევადი ან მყარი.

თუთიის ქვეჯგუფის ლითონებიდან (Zn, Cd, Hg) ვერცხლისწყალი ყველაზე ნაკლებაქტიური ლითონია. ვერცხლისწყალი წარმოქმნის ნაერთებს, რომლებშიც ვალენტობა ტოლია I და II. დღეისათვის უცნობია ერთვალენტიანი ვერცხლისწყლის ნაერთები მარტივი ფორმულით Hg⁺; ყველა მათგანი გამოისახება ფორმულით Hg₂⁺. ამ მოლეკულებში ორი ატომი ვერცხლისწყალი ერთმანეთთან დაკავშირებულია კოვალენტური ბმით – **⊖—Hg—Hg—⊖**.

მაღალ ტემპერატურაზე (350°C) ვერცხლისწყალი უერთდება ჟანგბადს და წარმოქმნის წითელი ფერის HgO.

ლითონთა აქტივობის მწკრივში ვერცხლისწყალი მოთავსებულია წყალბადის შემდეგ. ამიტომ იგი არ იხსნება მარილმჟავაში და განზავებულ გოგირდმჟავაში.

Hg – იხსნება განზავებულ და კონცენტრირებულ აზოტმჟავაში



იხსნება ცხელ კონცენტრირებულ გოგირდმჟავაში;



ვერცხლისწყალი(I)-ის ნაერთები

ერთვალენტიანი ვერცხლისწყლის ნაერთები ძირითადად მიიღება Hg(I) ნაერთების ადღენით.

ვერცხლისწყალი(I)-ის ოქსიდი – Hg₂O – შავი ფერის, წყალში უხსნადი მყარი ნივთიერება მიიღება HgO-ს შელღობით Hg-თან



ან Hg(I) მარილებზე ტუტეების მოქმედებით



Hg₂O – არამდგრადია და სითბოს ან სინათლის მოქმედებით ადვილად იშლება



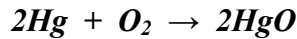
Hg₂O –ს შესაბამისი ჰიდროქსიდი HgOH ცნობილი არ არის.

ვერცხლისწყალი(I)-ის ქლორიდი – Hg₂Cl₂ – კალომელი მიიღება HgCl₂ და Hg-ის ნარევის გახურებით

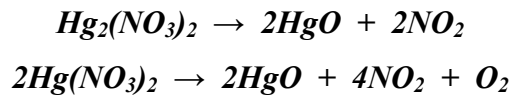


ვერცხლისწყალი(II)-ის ნაერთები

ვერცხლისწყალი(II)-ის ოქსიდი – HgO – წითელი ფერის ფხვნილია. წარმოიქმნება ვერცხლისწყლის წვით (350°C) ქანგბადში



ან Hg (I)-ის და Hg (II)-ის ნიტრატების გახურებით

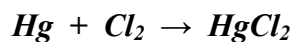


HgO–ს ყვითელი მოდიფიკაცია მიიღება Hg (II) მარილებზე ტუტეების მოქმედებით

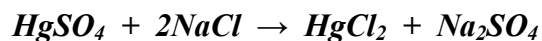


Hg (II)-ის ოქსიდის ორივე მოდიფიკაციას აქვს ერთნაირი კრისტალური სტრუქტურა. განსხვავდებიან მხოლოდ ნაწილაკების ზომით. HgO – წყალში მცირედსხნადია.

ვერცხლისწყალი(II)-ის ქლორიდი – HgCl₂ – სულემა მიიღება ვერცხლისწყლის უშუალო მოქმედებით ქლორთან



HgCl₂-ის მიღება შეიძლება აგრეთვე HgSO₄-ის და NaCl-ის ნარევის გახურებით



წარმოქმნილ HgCl₂ – გამოხდიან.

ვერცხლისწყალი ნაერთებს წარმოქმნის სხვა ჰალოგენებთან.

Hg (II) წარმოქმნის მარილებს სხვადასხვა მუავებთან. ცნობილია Hg(NO₃)₂ – ვერცხლისწყლის ნიტრატი, HgSO₄ – ვერცხლისწყლის სულფატი და სხვა.

Hg (II) წარმოქმნის კომპლექსურ მარილებს, სადაც Hg-ის კოორდინაციული რიცხვი ძირითადად ტოლია 4-ის, იშვიათად 3-ის. ცნობილია შემდეგი შედგენილობის კომპლექსური მარილები $\text{Me}[\text{HgCl}_3]$, $\text{Me}_2[\text{HgCl}_4]$, $\text{Me}[\text{Hg}(\text{CN})_3]$, $\text{Me}_2[\text{Hg}(\text{CN})_4]$ (Me – Na, K და სხვა).

ვერცხლისწყალი და მისი ნაერთები ძლიერი მომწამვლელი ნივთიერებებია, ამიტომ მათთან მუშაობა მოითხოვს დიდ სიფრთხილეს!

ვერცხლისწყალი გამოიყენება გამზომ ხელსაწყოებში (თერმომეტრებში, მანომეტრებში, ბარომეტრებში და სხვა). კალას, ვერცხლის და სხვა ლითონების ამალგამები გამოიყენება სტომატოლოგიაში. დიდი რაოდენობით ვერცხლისწყალი გამოიყენება ე.წ. „მგრვინავი ვერცხლისწყლის“ და სხვა ფეთქებადი ნივთიერებების დასამზადებლად. ვერცხლისწყლის მარილები გამოიყენება მედიცინაში და სოფლის მეურნეობაში.

II ჯგუფის თანაური ქვეჯგუფის ელემენტების ბიოლოგიური როლი

II ჯგუფის თანაური ქვეჯგუფის ელემენტები: თუთია, კადმიუმი და ვერცხლისწყალი მიეკუთვნებიან მიკროელემენტებს. თუთია წარმოადგენს სასიცოცხლო პროცესებისთვის აუცილებელ მიკროელემენტს, ხოლო კადმიუმი და ვერცხლისწყალი მინარევ მიკროელემენტებს. მოცემული ელემენტები თითქმის ყოველთვის იმყოფებიან ცხოველების და ადამიანების ორგანიზმში.

თუთია. თუთიის ნაერთები უხსოვარი დროიდან გამოიყენება მეტალურგიაში. ჯერ კიდევ 5000 წლის წინ ეგვიპტელები იყენებდნენ თუთიის მალამოს, რომელიც ხელს უწყობს ჭრილობების სწრაფად შეხორცებას. თუთიის და მისი ნაერთების აუცილებლობა დადგენილი იქნა თითქმის 700 წლის წინათ. ორგანიზმში თუთიის უკმარისობა იწვევს ათეროსკლეროზს, არტრიტს, რევმატიზმს და სხვ.

მოზარდებში თუთიის უკმარისობა იწვევს უმადობას, სიმალეში ზრდის შენელებას. ბავშვებს უზნდება მიდრეკილება ლითონის ნაჭრების გადაყლაპვისა.

შემჩნეულია, რომ არსებობს გარკვეული კავშირი ადამიანის გონებრივ და ფიზიკურ შესაძლებლობებსა და ორგანიზმში თუთიის შემცველობას შორის.

თუთიის შემცველი ფერმენტებიდან აღსანიშნავია – კარბონგიდრაზა, რომელიც ხელს უწყობს სუნთქვის და ორგანიზმში აირმიმოცვლის პროცესებს.

მეორე ფერმენტი – კარბოქსოპენტოლაზა, მონაწილეობს პეპტიდური ბმების ჰიდროლიზის რეაქციებში. მოცემულ ფერმენტში შემავალი თუთია ხელს უწყობს კარბონილის ჯგუფის გარდაქმნას —COOH კარბოქსილის ჯგუფში.

თუთიის შემცველი ჰორმონი მონაწილეობს ორგანიზმში ნახშირწყლების მიმოცვლაში. გავლენას ახდენს სისხლში შაქრის შემცველობაზე და წარმოადგენს დიაბეტის სამკურნალო პრეპარატს.

ორგანიზმში თუთიის დეფიციტი სამკურნალო პრეპარატებთან ერთად შეიძლება შეივსოს საკვები პროდუქტებითაც. თუთიას დიდი რაოდენობით შეიცავს ხორცი, ღვიძლი, რძე, კვერცხი, ვაშლი, ფორთოხალი, ლიმონი და სხვ.

კადმიუმი. კადმიუმი ძირითადად გროვდება თირკმელებში, ღვიძლში და შედარებით მცირე რაოდენობით სისხლში. თირკმელებში კადმიუმის დაგროვება ხდება ცილებთან კომპლექსური ნაერთის სახით. კადმიუმი ახდენს მთელი რიგი ფერმენტების ინჰიბირებას და იწვევს ორგანიზმში მიმდინარე ზოგიერთი პროცესების დამუხრუჭებას.

ლითონური კადმიუმი ძლიერ ტოქსიკურია და ორგანიზმში მისი დიდი რაოდენობით (50-60 მგ) დაგროვება იწვევს სიკვდილს. ტოქსიკურებია აგრეთვე კადმიუმის ოქსიდი და მისი ხსნადი მარილები.

კადმიუმით მოწამვლას იწვევს ისეთი მარცვლოვანი და ბოსტნეული საკვების მიღება, რომელიც მოყვანილია ნავთობგადამამუშავებელი და მეტალურგიული ქარხნების ახლოს. ნიკოტინის კანცეროგენული მოქმედება ფაქტიურად დაკავშირებულია თამბაქოს კვამლში კადმიუმის შემცველობასთან.

ვერცხლისწყალი. ვერცხლისწყალი ისე, როგორც კადმიუმი წარმოადგენს მინარევე მიკროელემენტს. ვერცხლისწყალი უფრო ტოქსიკურია, ვიდრე კადმიუმი. ბუნებაში ვერცხლისწყლის დასაშვები ნორმა ტოლია 0,01 მგ/გ³, ხოლო კადმიუმის 0,1 მგ/გ³.

მიუხედავად ტოქსიკურობისა, ვერცხლისწყალი თითქმის ყოველთვის არსებობს ორგანიზმში. ვერცხლისწყალი ძირითადად გროვდება თირკმელებში.

ვერცხლისწყლით მოწამვლისას ადგილი აქვს პირის ღრუში ლითონის გემოს შეგრძნებას, საერთო სისუსტეს, ძლიერ თავის ტკივილს, თმების, კბილების ცვენას, ხოლო დიდი ხნის მოქმედებისას შეიძლება გამოიწვიოს სიკვდილი.

თავი X

f- ელემენტები

f-ელემენტები გარდამავალ ელემენტებს მიეკუთვნებიან. ისინი განლაგებული არიან პერიოდული სისტემის VI და VII პერიოდებში. VI პერიოდის ელემენტები გაერთიანებულია ლანთანიდების ოჯახში, ხოლო VII პერიოდის – აქტინიდების ოჯახში.

ლანთანიდები

ლანთანიდების ზოგადი დახასიათება

ლანთანიდების ოჯახს მიეკუთვნება ელემენტები: ცერიუმი Ce, პრაზეოდიმი Pr, ნეოდიმი Nd, პრომეთიუმი Pm, სამარიუმი Sm, ევროპიუმი Eu, გადოლინიუმი Gd, ტერბიუმი Tb, დისპროზიუმი Dy, ჰოლიმიუმი Ho, ერბიუმი Er, თულიუმი Tm, იტერბიუმი Yb, ლუტეციუმი Lu.

ელემენტი	ატომური მასა	ატომის ელექტრონული კონფიგურაცია	ელექტრონული ყოფითობა	ატომური ნომერი
Ce	140,12	$5s^2 5p^6 4f^2 5d^0 6s^2$	1,08	58
Pr	140,907	$5s^2 5p^6 4f^3 5d^0 6s^2$	1,07	59
Nd	144,24	$5s^2 5p^6 4f^4 5d^0 6s^2$	1,07	60
Pm	145,0	$5s^2 5p^6 4f^5 5d^0 6s^2$	1,07	61
Sm	150,40	$5s^2 5p^6 4f^6 5d^0 6s^2$	1,07	62
Eu	151,96	$5s^2 5p^6 4f^7 5d^0 6s^2$	1,01	63
Gd	157,25	$5s^2 5p^6 4f^7 5d^1 6s^2$	1,11	64
Tb	153,925	$5s^2 5p^6 4f^9 5d^0 6s^2$	1,10	65
Dy	162,50	$5s^2 5p^6 4f^{10} 5d^0 6s^2$	1,10	66
Ho	164,930	$5s^2 5p^6 4f^{11} 5d^0 6s^2$	1,10	67
Er	167,26	$5s^2 5p^6 4f^{12} 5d^0 6s^2$	1,11	68
Tm	168,934	$5s^2 5p^6 4f^{13} 5d^0 6s^2$	1,11	69
Yb	173,04	$5s^2 5p^6 4f^{14} 5d^0 6s^2$	1,06	70
Lu	174,97	$5s^2 5p^6 4f^{14} 5d^1 6s^2$	1,14	71

ლანთანიდების ატომთა ელექტრონული კონფიგურაცია შეიძლება ასეთი ზოგადი ფორმულით გამოვსახოთ: $4f^{2-14} 5s^2 5p^6 5d^{0-1} 6s^2$. მათ ელექტრონებით ევსებათ 4f ქვედონე. 5d ქვედონეზე თითო ელექტრონი აქვთ ლანთანს, გადოლინიუმს და ლუტეციუმს. ყველა დანარჩენთან კი აღნიშნული ელექტრონი გადადის 4f ქვედონეზე. როგორც ჩანს, ეს უკანასკნელი ლანთანიდებისთვის უფრო მეტადაა ხელსაყრელი, ვიდრე 5d ქვედონე.

4f ორბიტალების შევსების ხასიათის მიხედვით ლანთანიდები იყოფა ქვეჯგუფებად. პირველი შვიდი ელემენტი (Ce- Gd) შეადგენს ცერიუმის ქვეჯგუფს, დანარჩენი შვიდი კი (Tb- Lu) – ტერბიუმის ქვეჯგუფს.

ცერიუმის ქვეჯგუფი	ტერბიუმის ქვეჯგუფი
Ce $4f^2$	Tb $4f^{7+2}$
Pr $4f^3$	Dy $4f^{7+3}$
Nd $4f^4$	Ho $4f^{7+4}$

Pm	$4f^5$	Er	$4f^{7+5}$
Sm	$4f^6$	Tm	$4f^{7+6}$
Eu	$4f^7$	Yb	$4f^{7+7}$
Gd	$4f^7 5d^1$	Lu	$4f^{14} 5d^1$

როგორც ცხრილიდან ჩანს, ამ ელემენტების ქვეჯგუფებად დაყოფა განისაზღვრება $4f$ - ორბიტალების შევსების ხასიათით. დამატებითი ელექტრონი გადოლინიუმს და ლუტეციუმს აქვთ $5d$ მდგომარეობაში.

უმნიშვნელო აღზნებისას ერთერთი $4f$ ელექტრონიდან (იშვიათად ორი) გადადის $5d$ ქვედონეზე. დანარჩენი კი მნიშვნელოვან გავლენას ლანთანიდების ქიმიურ თვისებებზე არ ახდენს. ამიტომ, შეიძლება ითქვას, რომ ლანთანიდების თვისებებს განსაზღვრავენ $5d^1 6s^2$ ელექტრონები. ამითაა განპირობებული მათი მსგავსება სკანდიუმთან და მის ანალოგებთან.

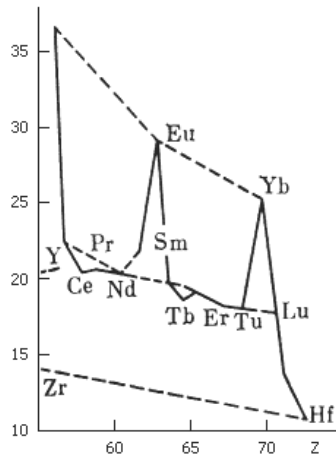
ლანთანიდები თვისებებით ძალიან ემსგავსებიან ერთმანეთს. ამის გამო მათ ლანთანთან, იტრიუმთან და სკანდიუმთან ერთად აერთიანებენ ე.წ. იშვიათმიწათა ელემენტების ოჯახში. თუმცა, ზოგიერთი თვისება რიგში Ce-Lu მონოტონურად იცვლება. ამავე დროს, თვისებების ცვლილება პერიოდულად ხდება. თვისებათა მონოტონური ცვლილება აიხსნება ლანთანიდური კუმშვით. ლანთანიდური კუმშვა – ეს არის რიგში Ce-Lu ატომური და იონური რადიუსების თანდათანობითი შემცირება.

ლანთანიდებისთვის დამახასიათებელი უანგვითი რიცხვები მოცემულია ცხრილში

ცერიუმის ქვეჯგუფი	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd
უანგვითი რიცხვი	+3, +4	+3, +4	+3	+3	+3	+3,+2	+3
ტერბიუმის ქვეჯგუფი	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
უანგვითი რიცხვი	+3, +4	+3, (+4)	+3	+3	+3, (+2)	+3, +2	+3

ლანთანიდების უმეტესობა პარამაგნიტურია; გადოლინიუმი, დისპროზიუმი და ჰოლიმიუმი კი ფერომაგნიტურებია. დიდი მსგავსების გამო ძნელად ხდება ლანთანიდების დაცილება და სუფთა სახით მიღება.

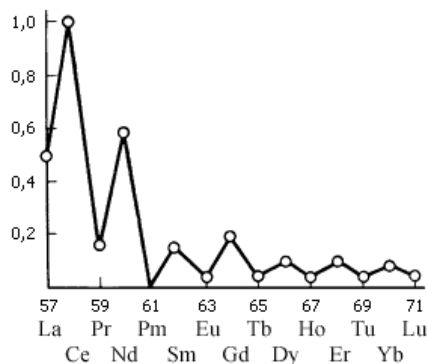
ლანთანიდებს კენტი ატომური ნომრით მხოლოდ ერთი ბუნებრივი იზოტოპი აქვთ, დანარჩენებს კი – შვიდი. ყველა მათგანისთვის მიღებულია ხელოვნური იზოტოპები, რომლებიც ბირთვულ რეაქტორებში იმყოფებიან.



იშვიათმიწათა ლითონების ატომური მოცულობების მრუდი. მაქსიმუმი შეესაბამება ელემენტებს, რომლებიც ავლენენ ვალენტობას-2. ხოლო მინი-მუმი – იმ ელემენტებს, რომლებიც ავლენენ ვალენტობას 4

ბუნებაში გავრცელება

ლანთანიდები გვხვდებიან ლანთანთან და იტრიუმთან ერთად. დედამიწის ქერქში იშვიათმიწათა ელემენტების შემცველობა 0,016% შეადგენს. ყველაზე მეტად გავრცელებულია ცერიუმი ($4,5 \cdot 10^{-3}$ %), ნეოდმი ($2,5 \cdot 10^{-3}$ %), გადოლინიუმი ($1,0 \cdot 10^{-3}$ %). შედარებით იშვიათია ჰოლიმიუმი, თულიუმი, ლუტეციუმი.

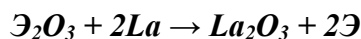


ლანთანიდთა ფარდობითი შემცველობა დედამიწის ქერქში

ლანთანიდების მიღება

ლანთანიდების მიღების ძირითადი წყაროა მინერალები: მონოციტი, ფოსფორიტები და აპატიტები. ფოსფატური ნედლეულიდან მათ მისაღებად სხვადასხვა მეთოდებს იყენებენ, მათ შორის ექსტრაქციას.

თავისუფალ მდგომარეობაში ლანთანიდებს იღებენ F_3 ან Cl_3 ლითონთერმული აღდგენით. აღმდგენელად იყენებენ კალციუმს ან მაგნიუმს. Mg -ის ურთიერთქმედება კალციუმთან უფრო სრულად და ინტენსიურად მიმდინარეობს, ვიდრე მაგნიუმთან. ამ უკანასკნელის გამოყენებისას წარმოიქმნება შენადნობი $\text{Mg}-\text{La}$. თუმცა, მაგნიუმი უფრო მეტად აქროლადია, ვიდრე კალციუმი და მისი მოცილება შეიძლება ლითონის ძლიერი გახურებით ვაკუუმში. მსუბუქი ლანთანიდების მისაღებად ($\text{La}-\text{Gd}$) ახდენენ Cl_3 -ის აღდგენას, მძიმეთა (Tb, Lu) მისაღებად F_3 - ის. გამონაკლისს ამ შემთხვევაში წარმოადგენს სამარიუმი, ევროპიუმი და იტერბიუმი. ამ შემთხვევაში მიიღება არა ლითონი, არამედ Cl_2 . აღნიშნული ლითონების მიღება შეიძლება რეაქციით:



ლანთანიდებს მიიღებენ აგრეთვე Cl_3 - ის ნაღვლის ელექტროლიზით. დანამატებად იყენებენ NaCl , KCl ან CaCl_2 -ს. ამ ხერხით მხოლოდ ადვილადდნობადი ლანთანიდების მიღებაა შესაძლებელი. ყველა ლანთანიდის მიღება შეიძლება ელექტროლიზით თუთიის ან კადმიუმის თხევადი კათოდის გამოყენებისას. მიღებული შენადნობიდან ადვილად აქროლად თუთიას და კადმიუმს აშორებენ ვაკუუმში გადადენით.

ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

ლანთანიდები ძნელადდნობადი მოვერცხლისფრო-თეთრი ლითონებია, ჭედადი, ადვილად იჭრებიან დანით; მათი სიმკვრივე ატომური ნომრის გაზრდასთან ერთად მატულობს. ამავე მიმართულებით ხდება კუთრი წონის მომატება. ჰაერზე ბრწყინვალეობას კარგავენ და იფარებიან M_2O_3 -ის ქერქით.

ქიმიური აქტიურობით ლანთანიდები, ისევე, როგორც ლანთანი, ჩამორჩებიან მხოლოდ ტუტე და ტუტემიწათა ლითონებს. მშრალ ჰაერზე მდგრადნი არიან;

გახურებისას ჰაერზე ააღებთან (200-400°) და წარმოქმნიან ოქსიდებისა და ნიტრიდების ნარევის. ცერიუმი პიროფორულია – ჩვეულებრივ პირობებში ჰაერზე თვითაალებას განიცდის. მისი ეს თვისება გამოიყენება პიროფორული შენადნობების მისაღებად.

ტენიან ჰაერზე ლანთანიდები ადვილად იჟანგებიან. წარმოიქმნება Ce_2O_3 , ცერიუმის შემთხვევაში კი – CeO_2 .

ლანთანიდები სწრაფად შლიან ცხელ წყალს, ცივს კი – შედარებით ნელა. ცერიუმი ნახშირბადს ალაღვენს მისი ოქსიდებიდან.

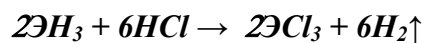
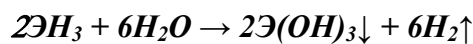
ლანთანიდები ურთიერთქმედებენ ჰალოგენებთან. გახურებით კი – აზოტთან, გოგირდთან, ნახშირბადთან, სილიციუმთან, ფოსფორთან, წყალბადთან. ამ დროს ხშირად წარმოიქმნება ინტერმეტალური ნაერთები. ძლიერი გახურებისას ლანთანიდები ზოგიერთ ლითონს აძევენ მათი ჰალოგენ- და ჟანგბადნაერთებიდან.

ლანთანიდები აქტიურად ურთიერთქმედებენ მჟავებთან.

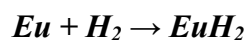
ნაერთები

ლანთანიდები ურთიერთქმედებენ წყალბადთან (300-400°) და წარმოქმნიან ჰიდრიდებს MH_2 და MH_3 (გარდა Eu და Yb) . აღნიშნულ ჰიდრიდებს CaF_2 -ის სტრუქტურა აქვთ, მარილისმსგავსი არიან. რეაგირებენ წყალთან, ჟანგბადთან, ჰალოგენებთან. განსაკუთრებით რეაქციისუნარიანია MH_3 ტიპის ნაერთები.

აღნიშნული ჰიდრიდები განიცდიან ჰიდროლიზს, იხსნიებიან მინერალურ მჟავებში:

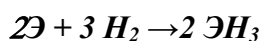


ევროპიუმის და იტერბიუმის ჰიდრიდები EuH_2 და YbH_2 მარილისმსგავარი ჰიდრიდებია. მათი მიღება შეიძლება რეაქციით:



ეს რეაქცია მიმდინარეობს ოთახის ტემპერატურაზე.

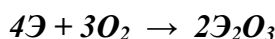
რაც შეეხება MH_3 ტიპის ჰიდრიდების სინთეზს, რეაქციის



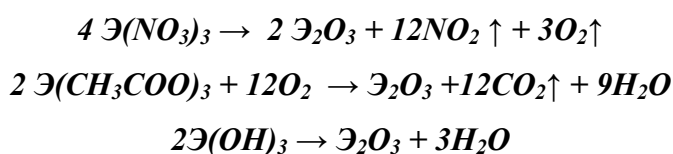
განხორციელება მთელ რიგ სიძნელეებთანაა დაკავშირებული, რადგან ლითონის ზედაპირზე წარმოიქმნება ZH_3 -ის მკვრივი აფსკი, რომელიც ხელს უშლის შემდგომი ჰიდრირების პროცესს. ამიტომ, ამ დროს საჭიროა მაღალი წნევის გამოყენება.

ჟ(III) ნაერთები. ოქსიდები და ჰიდროქსიდები

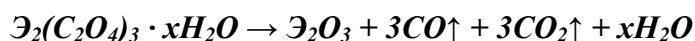
სამყალენტიანი მდგომარეობა დამახასიათებელია ყველა ლანთანიდისთვის. ისინი წარმოქმნიან Z_2O_3 ტიპის ოქსიდებს, რომლებიც თვისებებით კალციუმის, სტრონციუმის, ბარიუმის ოქსიდებს ემსგავსებიან. ამ ოქსიდებს სხვადასხვა მეთოდებით მიიღებენ. მაგალითად, ლითონის გახურებით ჟანგბადის არეში ან ჰაერზე:



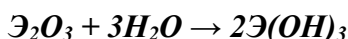
ან მათი მარილების თერმული დაშლით:

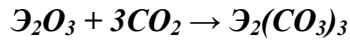


ყველაზე მოსახერხებელი და გავრცელებული ხერხია ოქსალატების გახურება:



ეს ოქსიდები ჰაერიდან ადვილად შთანთქავენ ნახშირორჟანგს, წყალს და წარმოქმნიან შესაბამის ჰიდროქსიდებს და კარბონატებს:





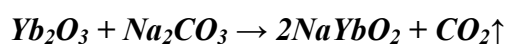
ცერიუმის, გადოლინიუმის, იტერბიუმის და ლუტეციუმის ოქსიდები უფეროა, დანარჩენი კი შეფერილი. Eu, Tb, Er- ის ოქსიდები – ვარდისფერია; Sm, Dy, Ho – ყვითელი, Pr, Tm – მწვანე; Nd – მოწითალო-იისფერი. ეს ოქსიდები ადვილად მიიღება ნიტრატთა გახურებით. ისინი რეაგირებენ მჟავებთან და წარმოქმნიან მარილებს. ურთიერთქმედების ინტენსივობა მცირდება Ce_2O_3 –დან Lu_2O_3 –ზე გადასვლისას.

ელემენტი	ოქსიდი	ფერი
Ce	Ce_2O_3	უფერული
Gd	Gd_2O_3	უფერული
Yb	Yb_2O_3	უფერული
Lu	Lu_2O_3	უფერული
Eu	Eu_2O_3	ვარდისფერი
Tb	Tb_2O_3	ვარდისფერი
Er	Er_2O_3	ვარდისფერი
Sm	Sm_2O_3	ყვითელი
Dy	Dy_2O_3	ყვითელი
Ho	Ho_2O_3	ყვითელი
Pr	Pr_2O_3	მწვანე
Tm	Tm_2O_3	მწვანე
Nd	Nd_2O_3	მოწითალო- იისფერი

M^{3+} იონები წყალხსნარებში წარმოქმნიან ჰიდრატულ კომპლექსებს $\text{M}(\text{H}_2\text{O})_n$ n~8. ჰიდრატული იონები შეფერილია: Ce^{3+} – უფერული, Pr^{3+} – მოყვითალო-მწვანე, Nd^{3+} – მოწითალო-იისფერი, Eu^{3+} – ვარდისფერი, Pm^{3+} – ვარდისფერი, Sm^{3+} – ყვითელი, Yb^{3+} Er^{3+} Gd^{3+} Tb^{3+} – უფერული, Dy^{3+} – მკრთალი მოყვითალო-მწვანე, Ho^{3+} – მოყავისფრო-ყვითელი, Tm^{3+} – ღია მწვანე; Ce^{4+} იონს აქვს მუქი ყვითელი შეფერილობა.

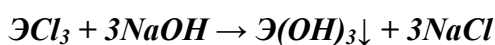
ტუტის წყალხსნარებთან ლანთანიდთა(III) ოქსიდები არ რეაგირებენ, მაგრამ მიღებულია $\text{Li}\text{ЭO}_2$, $\text{Na}\text{ЭO}_2$ ტიპის კრისტალური ნაერთები, რაც $\text{Э}_2\text{O}_3$ – ის ამფოტერობაზე მიუთითებს.

$\text{Э}_2\text{O}_3$ კარგად იხსნებიან მჟავებში მარილების წარმოქმნით; ურთიერთქმედებენ ნატრიუმის კარბონატთან:



ნატრიუმის იტერბიტი NaYbO_2 ნატრიუმის ალუმინატის NaAlO_2 იზოსტრუქტურულია. როგორც ჩანს, მაღალტემპერატურულ პირობებში $\text{Э}_2\text{O}_3$ ოქსიდები ამფოტერული ბუნებისაა.

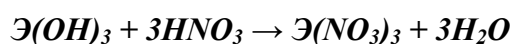
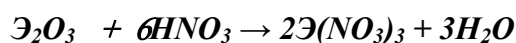
ჰიდროქსიდები $\text{Э}(\text{OH})_3$. ყველა მათგანი წყალში უხსნადი, ლაბისებრი ნივთიერებაა. მათი ფუძე თვისებები მცირდება ატომური ნომრის გაზრდასთან ერთად. ჰიდროქსიდთა მიღება შეიძლება შესაბამის მარილებზე ამიაკის ან ტუტის ხსნარის მოქმედებით. მიიღება ლაბისებრი ნალექი:



$\text{Э}(\text{OH})_3$ პრაქტიკულად ამფოტერულები არ არიან, მაგრამ რიგში $\text{Ce}(\text{III}) - \text{Lu}(\text{III})$ იონური რადიუსის შემცირების შესაბამისად ფუძეთა თვისება გარკვეულწილად მცირდება და ჩნდება ამფოტერობის ნიშნები. იმავე რიგში მცირდება თერმული მდგრადობა და ხსნადობა.

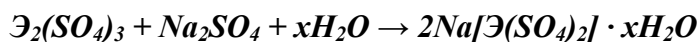
$\text{Э}(\text{OH})_3$ –ის ნალექზე განზავებული NaOH და HCl –ის მოქმედებით რეაქცია მიდის მხოლოდ HCl –თან. თუმცა, ძლიერი ტუტეების კონცენტრირებულ ხსნარებში შესაძლებელია ჰიდროქსოკომპლექსების მიღებაც, როგორცაა, მაგალითად $\text{Na}_3[\text{Lu}(\text{OH})_6]$.

ნიტრატები. $\text{Э}(\text{NO}_3)_3$ მიიღება შესაბამის ოქსიდებზე აზოტმჟავას მოქმედებით:



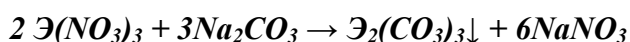
უწყლო ნიტრატების მიღება შესაძლებელია მხოლოდ არაწყალხსნარებში.

სულფატები. $\text{Th}(\text{SO}_4)_3$ ზომიერად იხსნებიან ცივ წყალში, მაგრამ ტემპერატურის გაზრდასთან ერთად მათი ხსნადობა მცირდება. ტუტე ლითონების სულფატების თანაობისას წყალხსნარებში მიიღება ორმაგი სულფატები:



ცერიუმის ქვეჯგუფის ორმაგი სულფატები ძნელად ხსნადებია, მათ ამ თვისებას იყენებენ ტექნოლოგიაში.

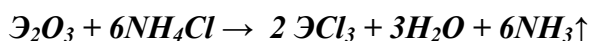
კარბონატები. $\text{Th}(\text{CO}_3)_3$ პრაქტიკულად არ იხსნებიან წყალში. მიიღებიან იშვიათმიწათა ლითონების მარილებზე ტუტე ლითონების კარბონატების მოქმედებით:



Na_2CO_3 -ის სიჭარბისას მიიღება კომპლექსური ნაერთები, მაგალითად $\text{Na}_2[\text{Th}(\text{CO}_3)_2] \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

$\text{Th}(\text{III})$ ჰალოგენიდებიდან ყველაზე მნიშვნელოვანია ფტორიდები, მათი დაბალი ხსნადობის გამო. ქლორიდები იხსნებიან წყალში, საიდანაც გამოკრისტალდებიან ჰიდრატების სახით. ამ ჰიდრატებიდან შეუძლებელია უწყლო მარილების მიღება, რადგან გაცხელებისას ისინი უფრო ადვილად კარგავენ HCl -ს, ვიდრე წყალს. ამ დროს წარმოიქმნება ოქსიქლორიდები ThOCl_2 .

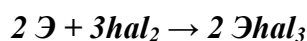
უწყლო ქლორიდები ადვილად მიიღება ოქსიდთა გახურებით ამონიუმის ქლორიდთან:



დიდი სისუფთავის უწყლო ფტორიდების მისაღებად თავდაპირველად მიიღებენ ფტორამონიუმის კომპლექსებს, რის შემდეგაც ხდება მათი თერმული დაშლა (400-450°C):



უწყლო ჰალოგენიდების მიღება პირდაპირი სინთეზის გზითაცაა შესაძლებელი:

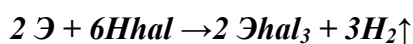
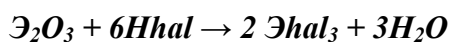
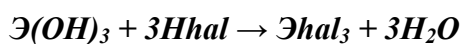


სადაც hal = F, Cl, Br, I.

მრეწველობაში უწყლო ჰალოგენიდებს ღებულობენ ოქსიდების ჰალოგენირებით ნახშირბადის (კოქსი, გრაფიტი, გააქტივებული ნახშირი) თანაობისას.

ბრომიდები და იოდიდები თვისებებით ემსგავსებიან ქლორიდებს.

წყალხსნარებში ჰალოგენიდების მისაღებად ხშირად გამოიყენება ოქსიდების, ჰიდროქსიდების და უშუალოდ ლითონების ურთიერთქმედება ჰალოგენწყალბადმჟავებთან (Hhal):



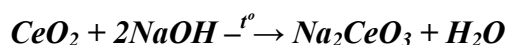
სადაც hal = F, Cl, Br, I.

ლანთანიდები ადვილად წარმოქმნიან ორმაგ მარილებს: **სულფატებს** და **ნიტრატებს**, როგორცაა $2 \text{Э(NO}_3)_3 \cdot 3\text{Mg(NO}_3)_2 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$, $\text{Э}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 3 \text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ და სხვ.

ლანთანიდები(III) წარმოქმნიან მუდმივი შედგენილობის ნაერთებს არა მხოლოდ ჟანგბადთან და ჰალოგენებთან, არამედ სხვა არალითონებთანაც: გოგირდთან, სელენთან, აზოტთან, ფოსფორთან და სხვ.

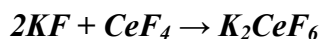
Э(IV) ნაერთები. ერთადერთი ლანთანიდი, რომელიც ოთხვალენტიან მდგომარეობაში მდგრად ნაერთებს წარმოქმნის, არის ცერიუმი. Ce(IV)-ის ბინარულ მყარ ნაერთებს მიეკუთვნება CeO₂. იგი მიიღება ლითონური ცერიუმის ან მისი მარილების გახურებით ჰაერზე. შეესაბამება ჰიდრატი – Ce(OH)₄, რომელიც ყვითელი ლაბისებრი ნივთიერებაა. იგი არ იხსნება ტუტეებში, იხსნება მჟავებში და იძლევა შესაბამის მარილებს. მისი მარილები ადვილად განიცდიან ჰიდროლიზს.

ცერატები მიიღება CeO₂-ის შელღობით ტუტესთან:

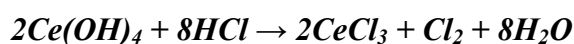


Ce(OH)₄ ამფოტერულ ბუნებას ამჟღავნებს.

Ce⁴⁺ წარმოქმნის კომპლექსურ ნაერთებს კალიუმის ფტორიდთან შედღობით:



Ce(IV) ნაერთები მუავა გარემოში ძლიერი დამჟანგველებია:



Ce(IV) წარმოქმნის ორმაგ მარილებს, Ce(NO₃)₄ · 2NH₄NO₃. Ce⁴⁺ იონის სტაბილურობა იმით აიხსნება, რომ მას ქსენონის ატომის შესაბამისი ელექტრონული კონფიგურაცია აქვს.

პრაზეოდირი, ტერბიუმი ასევე წარმოქმნიან ოთხვალენტიან ნაერთებს, რომლებიც ცერიუმის ნაერთებისგან განსხვავებით ნაკლებად მდგრადებია. Pr და Tb ჰაერზე გახურებით მიიღება შავი ფერის ოქსიდები, რომლებსაც შეესაბამება ფორმულები: Pr₂O₃ · 2PrO₂ და Tb₂O₃ · 2TbO₂. ამით სარგებლობენ პრაზეოდირის და ტერბიუმის დაცილებისას დანარჩენი ლანთანიდებისგან.

ლანთანიდთა ტიპური ნაერთები

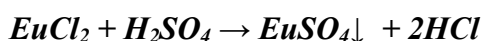
ნაერთი	ნაერთის ფორმულა	ელემენტი
ოქსიდები	Э ₂ O ₃	Э
	ЭO ₂	Ce, Pr, Tb
ჰიდროქსიდები	Э(OH) ₃	Э
	Э(OH) ₄	Ce, Tb
ხსნადი მარილები	ЭX ₃	Э
	Э(NO ₃) ₃	
	Э ₂ (SO ₄) ₃	
	Э(CH ₃ COO) ₃	
უხსნადი მარილები	Э(OH)X ₂	Э
	ЭF ₃ ·nH ₂ O	
	Э ₂ (CO ₃) ₃	

მ(II) ნაერთები. Sm(II), Eu(II), Yb(II) ნაერთები ძლიერი აღმდგენელებია. მათი შესაბამისი ნაერთები, მაგალითად, ჰალოგენიდები, მიიღება შესაბამისი სამვალენტოანი ჰალოგენიდების წყალბადით აღდგენისას.

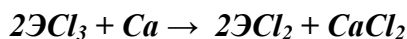
+2 ჟანგითი რიცხვი ყველაზე მდგრადია ევროპიუმისთვის, ასევე იტერბიუმისთვისაც. ეს სტაბილურობა აიხსნება იმით, რომ Eu^{2+} და Yb^{2+} იონებს შეესაბამებათ კონფიგურაცია $4f^7$ და $4f^{14}$.

ჰიდროქსიდები $Eu(OH)_2$ და $Yb(OH)_2$ ძლიერი ფუძეებია. ისინი წყალში კარგად იხსნებიან. ამასთან, უნდა აღინიშნოს, რომ $Eu(OH)_2$ უფრო ძლიერი ფუძეა, ვიდრე $Yb(OH)_2$.

წყალხსნარებში M^{2+} იონები ადვილად იჟანგებიან, ამიტომ მათ სტაბილიზირებას ახდენენ მცირედ ხსნად ნაერთებში გადაყვანის გზით. მაგალითად, თუ $EuCl_2$ -ის წყალხსნარს დავამატებთ გოგირდმჟავას, გამოიყოფა ევროპიუმ(II)-ის სულფატის მოწითალო-ყავისფერი ნალექი:

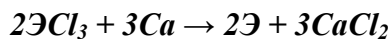


მ(II) ნაერთების მიღება შეიძლება აგრეთვე ლითონთერმული გზითაც:



სადაც $M = Eu, Yb, Sm$.

დანარჩენი ლითონების აღდგენა მიმდინარეობს სრულად:



ლანთანიდების დაცილება

ლანთანიდები ქიმიური თვისებებით ძალზე ემსგავსებიან ერთმანეთს, რაც მათი ელექტრონული სტრუქტურის თავისებურებით აიხსნება. ამიტომაც, რომ ამ ელემენტთა მიღება თავისუფალ მდგომარეობაში საკმაოდ რთულ ამოცანას წარმოადგენს. ლანთანიდების დასაცილებლად მრავალი მეთოდია შემუშავებული, მაგრამ არც ერთი არ არის სრულყოფილი.

დაცილების ერთ-ერთი მეთოდი აგებულია ლანთანიდების მარილთა წყალში ხსნადობაზე, რომელიც რამდენადმე განსხვავდება ერთმანეთისგან. სწორედ ამაზეა აგებული წილადური გადაკრისტალების მეთოდი. აღნიშნული მეთოდის გამოყენებისას ლანთანიდების მარილებიდან თავდაპირველად გამოყოფენ ცერიუმს, რისთვისაც იგი გადაჰყავთ ოთხვალენტიან მდგომარეობაში. დარჩენილ ხსნარს აორთქლებენ მანამდე, სანამ ერთი ამოღებული წვეთის გაცივებისას არ გამოიყოფა კრისტალები. შემდეგ ხსნარს ნელ-ნელა აცივებენ. შედეგად გამოკრისტალდება ნაკლებად ხსნადი მარილები, რომელთა მოცილებისას ხსნარის კონცენტრირებას ახდენენ და ისევ გამოაკრისტალებენ ნაკლებად ხსნად მარილებს. მიიღება კრისტალების ორი ფრაქცია და ორი დედა ხსნარი. ეს პროცესი გრძელდება, რის შედეგადაც ფრაქციების რიცხვი იზრდება.

წილადური დალექვის მეთოდი დაფუძნებულია იმაზე, რომ ლანთანიდთა მწკრივში ფუძეთა ძალა ერთნაირი არ არის. ხსნარს ამატებენ ამიაკს, რის შედეგადაც პირველად გამოილექება ნაკლები სიძლიერის ფუძე, შემდეგ უფრო მეტი სიძლიერისა და ა.შ.

აღნიშნული მეთოდები დიდ დროს საჭიროებს, ამიტომ უკანასკნელ ხანს ლანთანიდთა დასაცილებლად იონმიმოცვლითი ქრომატოგრაფია გამოიყენება.

ლანთანიდები გამოიყენება, როგორც დანამატები სხვადასხვა შენადნობების მიღებისას. ცერიუმის დამატება ფოლადში აუმჯობესებს ამ უკანასკნელის თვისებებს, რადგან მასში გახსნილ გოგირდთან წარმოქმნის ნაერთს და გადაჰყავს იგი წიდაში.

ცერიუმის(6%) შემცველი ფოლადისაგან ამზადებენ ქირურგიულ ინსტრუმენტებს. ცერიუმ(IV)-ის ოქსიდი გამოიყენება, როგორც კატალიზატორი.

ნეოდიმის და პრაზეოდიმის შემცველი მინები გამოიყენება ულტრაიისფერი სხივებისგან დამცავი სათვალეების დასამზადებლად. ასტრონომიული და სპექტროსკოპიული ხელსაწყოებისთვის გამოიყენებული ოპტიკური მინა შეიცავს ნეოდიმის და ვანადიუმის ოქსიდებს.

ლანთანიდებს დიდი გამოყენება აქვთ ცეცხლგამძლე კერამიკის წარმოებაში.

დიდი გამოყენება აქვთ ლანთანიდთა ხელოვნური გზით მიღებულ იზოტოპებს. მაგალითად, Tm^{178} γ-გამოსხივების უნარის გამო დიდ გამოყენებას ჰპოვებს მედიცინაში ადამიანის სხეულის გასაშუქებლად. გარდა ამისა, ამ ელემენტთა

რადიაქტიური იზოტოპები გამოიყენება როგორც ინდიკატორები სხვადასხვა ქიმიური რეაქციების შესწავლისას.

ლანთანიდთა გამოყენების მნიშვნელოვანი სფეროა წყალბადის აკუმულატორების წარმოება ინტერმეტალიდების საფუძველზე, რომელთა შედგენილობაში შედის აგრეთვე გარდამავალი 3d ელემენტები. ასეთი შენაღნობების უნიკალური თვისებაა მათი უნარი ჩვეულებრივ პირობებში ურთიერთქმედებაში შევიდნენ წყალბადთან, ხოლო უმნიშვნელოდ გახურებისას ისევ მოგვცენ იგი თავისუფალი სახით.

ლანთანიდთა ბიოლოგიური როლი

ლანთანიდთა შემცველობა ბიოსფეროში იმდენად მცირეა, რომ ადვილად შეიძლება მათი ბიოლოგიური გავლენის უგულებელყოფა, მაგრამ ადამიანის მიერ მრეწველობაში ახალი სახის მასალების გამოყენებისას იზრდება ნარჩენებში იშვიათმიწათა ელემენტების შემცველობა, რაც გარემოს დაბინძურებას იწვევს. ამის შედეგად იზრდება ამ ელემენტების ცოცხალ ორგანიზმებში მოხვედრის ალბათობა.

მინარევი ელემენტების ბიოლოგიური როლი დამოკიდებულია იმაზე, თუ როგორი ფორმით არსებობენ ისინი ბიოსფეროში, რომელ არაორგანულ და ორგანულ ლიგანდებთან არიან დაკავშირებული, რომელი ლიგანდები უწყობენ ხელს მათ მოხვედრას ცოცხალ ორგანიზმებში.

იშვიათმიწათა ელემენტები(III) ქიმიური თვისებებით ემსგავსებიან ტუტემიწათა ლითონებს. Ca^{2+} იონის და La^{3+} იონის რადიუსები პრაქტიკულად ერთნაირია. მსგავსია მათი პოლარიზაციული მახასიათებლებიც, რადგან ტუტემიწათა ლითონების ორმუხტიან კათიონებს და იშვიათმიწათა ელემენტების სამმუხტიან კათიონებს ინერტული აირის მსგავსი გარე ელექტრონული გარსი აქვთ. ამასთან ერთად, დადებითი მუხტის სიმკვრივე იშვიათმიწათა ელემენტების იონებს უფრო მაღალი აქვთ, ვიდრე ტუტემიწათა ლითონებს. ეს კი ტუტემიწათა ელემენტების იონების ჩანაცვლების საშუალებას იძლევა ცხოველურ და მცენარეულ ორგანიზმებში.

იშვიათმიწათა ელემენტების ამ თვისების გამო დღეს ისინი მედიცინაში გამოიყენება. მაგ. Eu^{3+} ძლიერ ლუმინესცენციურებადი იონის შეყვანა ცოცხალ ორგანიზმში ნიშნულის სახით, საშუალებას იძლევა თვალი მიედევნოს

მედიკამენტის ან სისხლის ცალკეული კომპონენტის გზას მეტაბოლიზმის პროცესში.

შექმნილია იშვიათმიწათა ელემენტების შემცველი სამკურნალო პრეპარატები, რომლებიც არეგულირებენ Ca^{2+} იონის მიმოცვლას და სიმსივნური უჯრედების ზრდის ინჰიბირებას ახდენენ. გადოლინიუმის ნაერთები, რომელიც მეტნაკლებად გამოხატული პარამაგნიტური თვისებებით ხასიათდება, გამოიყენება ტომოგრაფიაში პარამაგნიტური ნიშნულის სახით. იშვიათმიწათა ელემენტების ზოგიერთი მარილი გამოიყენება, როგორც სისხლის ანტიკოაგულანტი თრომბოზის სამკურნალოდ.

ყველა იშვიათმიწათა ელემენტი ხასიათდება ატომური და იონური რადიუსების, იონიზაციის ენერჯის, საკოორდინაციო რიცხვის მსგავსი მნიშვნელობებით, რაც განაპირობებს ბმის წარმოქმნას ბიოლიგანდების მოლეკულების ერთი და იგივე ფუნქციონალურ ჯგუფებთან. ამგვარად, იშვიათმიწათა ელემენტების ბიოლოგიური აქტიურობა მიახლოებით ერთნაირია.

იშვიათმიწათა ელემენტები ხასიათდებიან მაღალი საკოორდინაციო რიცხვით, ამიტომ მაკროციკლურ ლიგანდებთან წარმოქმნიან სანდვიჩისმაგვარ და “მრავალიარუსიან” კომპლექსნაერთებს, რომლებსაც ზოგიერთ შემთხვევაში ამფოფილური თვისებები აქვთ. მათი ტოქსიკურობა იმდენად მცირეა, რომ შეიძლება გამოყენება სამკურნალო პრეპარატების სახით, თუკი ისინი ამჟღავნებენ საჭირო ბიოაქტიურ თვისებებს. ბოლო ხანებში დადგენილია, რომ იშვიათმიწათა ელემენტების ზოგიერთი კრაუნჩანაცვლებული ფტალოციანატები სელექტიურად გროვდებიან სიმსივნურ ქსოვილებში და საკმარისად ადვილად გამოიდევნიებიან ორგანიზმიდან წითელი სინათლით დასხივებისას. დასხივების პროცესში ეს ნაერთები სინგლეტური ჟანგბადის გენერირებას ახდენენ, რაც იწვევს სიმსივნური წარმონაქმნების სელექტიურ განადგურებას. ამ პრინციპების გათვალისწინებით უკანასკნელ ხანს ვითარდება ფოტოდინამიური დიაგნოსტიკა სიმსივნის მკურნალობაში. არაა გასაკვირი, რომ ამ პერსპექტიულ მეთოდზე დიდ იმედებს ამყარებენ მკვლევარები ონკოლოგიური დაავადებების მკურნალობისას.

თაზი XI

აქტინოიდები

აქტინოიდების ოჯახში შედის თორიუმი Th, პროტაქტინიუმი Pa, ურანი U, ნეპტუნიუმი Np, პლუტონიუმი Pu, ამერიციუმი Am, კიურიუმი Cm, ბერკლიუმი Bk, კალიფორნიუმი Cf, ეინშტეინიუმი Es, ფერმიუმი Fm, მენდელეევიუმი Md, ნობელიუმი No, და ლორენსიუმი Lr. ამ ელემენტთა ელექტრონული გარსების აღნაგობა მოცემულია ცხრილში

ელემენტი	ატომური მასა	ატომის ელექტრონული კონფიგურაცია	ელექტრონული უფიფობა	ატომური ნომერი
Th	232,0381	$5f^0 6s^2 6p^6 6d^2 7s^2$	1,11	90
Pa	231,03588	$5f^1 6s^2 6p^6 6d^2 7s^2$ ან $5f^2 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$	1,14	91
U	238,0289	$5f^4 6s^2 6p^6 6d^0 7s^2$ ან $5f^3 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$	1,22	92
Np	237,048	$5f^4 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$ ან $5f^5 6s^2 6p^6 6d^0 7s^2$	1,22	93
Pu	244,064	$5f^6 6s^2 6p^6 6d^0 7s^2$	1,22	94
Am	243,061	$5f^7 6s^2 6p^6 6d^0 7s^2$	1,20	95
Cm	247,079	$5f^7 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$	1,20	96
Bk	247,070	$5f^8 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$ ან $5f^9 6s^2 6p^6 6d^0 7s^2$	1,20	97
Cf	251,088	$5f^{10} 6s^2 6p^6 6d^0 7s^2$ ან $5f^9 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$	1,20	98
Es	252,083	$5f^{11} 6s^2 6p^6 6d^0 7s^2$	1,20	99
Fm	257,095	$5f^{12} 6s^2 6p^6 6d^0 7s^2$	1,20	100
Md	258,099	$5f^{13} 6s^2 6p^6 6d^0 7s^2$	1,20	101
No	259,101	$5f^{14} 6s^2 6p^6 6d^0 7s^2$	1,20	102
Lr	260,105	$5f^{14} 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$ ან $5f^9 6s^2 6p^6 6d^0 7s^2 7p^1$	1,20	103

როგორც ცხრილიდან ჩანს, პროტაქტინიუმს 5f ქვედონეზე აქვს ერთი ელექტრონი, ხოლო მომდევნო ელემენტთა ატომებში გრძელდება 5f ქვედონის

შეესება. ატომური ნომრის ზრდასთან ერთად 5f ელექტრონების ბირთვთან ბმის ენერგია თანდათან იზრდება, ხოლო 6d ელექტრონებისა კი მცირდება. ამიტომ, ხელსაყრელი ხდება ელექტრონის გადასვლა 6d-დან 5f ქვედონეზე.

5f ელექტრონები მონაწილეობას იღებენ ქიმიური ბმის წარმოქმნაში, რასაც ადასტურებს აქტინიდების მაღალი უანგვითი რიცხვი – +6, +7. ამით ისინი არსებითად განსხვავდებიან ლანთანიდებისგან, რომელთა 4f ელექტრონები ქიმიური ბმის წარმოქმნაში მონაწილეობას არ იღებენ. სწორედ ამიტომაც, რომ ლანთანიდების უმაღლესი უანგვითი რიცხვია +4.

ქიმიურ რეაქციებში 5f ელექტრონები გარდამავალ d – ელემენტთა d – ელექტრონების ანალოგიურ როლს ასრულებენ. შედეგად პროტაქტინიუმი, ურანი, ნეპტუნიუმი, პლუტონიუმი, ამერიციუმი, კიურიუმი ქიმიური თვისებებით ემსგავსებიან 5d ელემენტებს: ტანტალს, ვოლფრამს, რენიუმს და სხვ. ეს განსაკუთრებით შეეხება თორიუმს, რომლის ატომს იზოლირებულ მდგომარეობაშიც კი არ აქვს 5f ელექტრონი. იგი თვისებებით ძალზედ წააგავს ცირკონიუმს და ჰაფნიუმს.

ისევე, როგორც ლანთანიდებს, აქტინიდებსაც ახასიათებთ ატომთა მოცულობის შემცირება, რასაც აქტინიდური კუმშვა ეწოდება.

აქტინიდები ამჟღავნებენ ცვლად უანგვით რიცხვს. 5f ორბიტალების შევსებისას ატომთა ელექტრონული კონფიგურაციები სტაბილური ხდება და 6d – ელექტრონების გადასვლა 5f მდგომარეობაში უფრო და უფრო ძნელდება. ამიტომ, ბერკლიუმის ქვეჯგუფის ელემენტები ტიპური f- ელემენტებია და თვისებებით ემსგავსებიან ლანთანიდებს. ამის მიხედვით აქტინიდები შეიძლება ორ ქვეჯგუფად დავეყოთ: თორიუმის ქვეჯგუფი და ბერკლიუმის ქვეჯგუფი.

აქტინიდებისთვის დამახასიათებელი უანგვითი რიცხვები მოცემულია ცხრილში

თორიუმის ქვეჯგუფი	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm
უანგვითი რიცხვი	(+2,+3),+4	(+3,+4),+5	+3, +4, +5, +6	+3, +4, +5, +6, +7	+3, +4, +5, +6, +7	(+2), +3, +4, +5, +6, +7	+3, +4
ბერკლიუმის ქვეჯგუფი	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
უანგვითი რიცხვი	(+3), +4	+3, (+2)	(+2), +3	+3	+2, +3,	+3, +2	+3

+2 ქანგვითი რიცხვის მდგრადობა იზრდება რიგში Cf – No.

ბუნებაში გავრცელება, იზოტოპური შედგენილობა

14 აქტინიდთან მხოლოდ სამი – თორიუმი, პროტაქტინიუმი და ურანი გვხვდება ბუნებაში. დანარჩენი ელემენტები სინთეზირებულია ლაბორატორიულ პირობებში ბირთვული რეაქციებით. მხოლოდ რამდენიმე მათგანის აღმოჩენა გახდა შესაძლებელი ურანის მადნებში. თორიუმის, პროტაქტინიუმის და ურანის გავრცელება ბუნებაში მოცემულია ცხრილში:

ელემენტი	Th	Pa	U
ძირითადი მინერალები	[Ce(Th,Ca)]PO ₄ მონოციტი	ურანის და თორიუმის მადნები	(U,Th)O ₂ ურანიტი
გავრცელება, % (წონით)	6 · 10 ⁻¹⁰	8 · 10 ⁻⁴	2,5 · 10 ⁻⁴

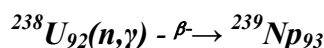
ურანის მადნებიდან ყველაზე მეტად ცნობილია U₃O₈ – ნასტურანი, K₂O·2UO₃·S₂O₅·2H₂O – კარნოტიტი და სხვ. ურანისა და თორიუმის გავრცელება დანარჩენ ელემენტებთან შედარებით უფრო ფართოა იმის გამო, რომ მათი იზოტოპების ნახევრადდაშლის პერიოდი ძალიან დიდია.

ბუნებრივი რადიაქტიური იზოტოპებიდან ყველაზე სიცოცხლისუნარიანებია ²³²Th, ²³⁵U და ²³⁸U. ამისდა მიხედვით შექმნილია სამი დაჯგუფება თორიუმის ოჯახი, ურან-რადიუმის ოჯახი და “აქტინიურანის” ოჯახი.

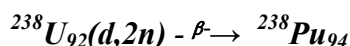
აქტინიდთა მიღება

აქტინიდთა სინთეზისთვის გამოიყენება რეაქციები, რომლებშიც მონაწილეობას იღებენ ნეიტრონები, დეიტრონები, α-ნაწილაკები და ზოგიერთი იონები (¹⁰B³⁺, ¹²C⁴⁺, ¹⁴N⁵⁺, ¹⁶O⁶⁺, ²²Ne¹⁰⁺)

პირველად მიღებული იქნა ნეპტუნიუმი. მისი სინთეზისთვის ლითონურ ურანს ასხივებენ ნეიტრონებით:



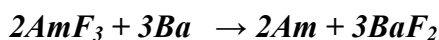
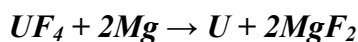
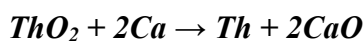
შემდგომში მიიღეს პლუტონიუმი:



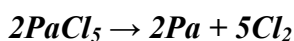
ანალოგიურად იქნა მიღებული დანარჩენი აქტინიდები.

ხელოვნური რადიაქტიური ელემენტების სინთეზი, განსაკუთრებით კი მძიმე აქტინიდებისა, მრავალ ექსპერიმენტულ სიბნელესთანაა დაკავშირებული. სინთეზის პროდუქტები მცირეა, ხოლო ქიმიური მეთოდებით იდენტიფიკაცია – ხშირად შეუძლებელი. მხოლოდ ფიზიკური მეთოდები კი ქიმიური თვისებების შესწავლის საშუალებას არ იძლევა.

ლითონურ მდგომარეობაში აქტინიდების მისაღებად იყენებენ ლითონოთერმულ მეთოდებს. მაგალითად:



გარდა ამისა, მათი მიღება შეიძლება ჰალოგენიდთა ნაღობის ელექტროლიზით და ზოგიერთი ნაერთის თერმული დაშლითაც (ვაკუუმში, მაღალ ტემპერატურაზე):



ფიზიკურ-ქიმიური თვისებები

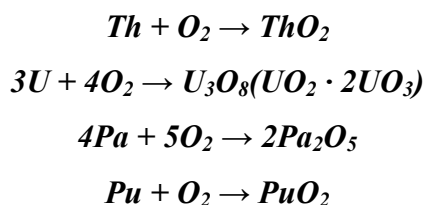
ყველა აქტინიდი თეთრი ფერის ძნელადდნობადი ლითონია. ხასიათებიან მაღალი სიმკვრივით და დუღილის ტემპერატურით. ყველაზე დაბალი ღვობის ტემპერატურა აქვს პლუტონიუმს და ნეპტუნიუმს.

თორიუმის ელექტროგამტარობა 5-ჯერ აღემატება ვერცხლისწყლისას, ურანისა კი – 6-ჯერ. აქტინიდთა უმეტესობა და თვით აქტინიუმიც სიბნელეში ანათებენ; ხასიათებიან პიროფორული თვისებით. მაგ. ურანი ფხენილის მდგომარეობაში ჰაერზე თვითაალებას განიცდის.

აქტინიდები დიდი ტოქსიკურობით ხასიათდებიან. მაგ. პლუტონიუმის ნაერთების ტოქსიკურობა 100000-ჯერ აღემატება ციანწყალბადმჟავისას. ამიტომ, აქტინიდებთან მუშაობა სხვადასხვა დისტანციური დანადგარებით წარმოებს.

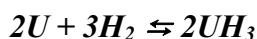
აქტინიდები აქტიური ლითონებია. ისინი დაძაბულობის მწკრივში წყალბადის მარცხნივ დგანან. ადვილად შედიან რეაქციაში წყალბადთან, აზოტთან, გოგირდთან, ჰალოგენებთან და სხვ. ეს რეაქციები მაღალ ტემპერატურაზე მიმდინარეობს.

ჰაერზე აქტინიდთა უმეტესობა იჟანგება ჟანგბადით და აზოტით. ჟანგბადის არეში წვისას წარმოიქმნება ნაერთები, სადაც ეს ლითონები მდგრად ჟანგვით ხარისხს ავლენენ:



თორიუმი, ურანი და ზოგიერთი სხვა აქტინიდი აქტიურად უერთდებიან წყალბადს და წარმოქმნიან ცვლადი შედგენილობის ჰიდრიდებს MH_3 -სა და MH_4 -ს შორის. ლითონებთან აქტინიდები წარმოქმნიან შენადნობებს. ისინი აქტიურად შედიან რეაქციაში წყალთან და მჟავებთან, ხოლო ტუტეებთან ჩვეულებრივ პირობებში არ რეაგირებენ.

ლითონური ურანი რეაგირებს წყალბადთან $250-300^\circ\text{C}$ ტემპერატურაზე. მიიღება შავი ფერის ფხვნილი. რეაქცია შექცევადია:



შედარებით მაღალ ტემპერატურაზე ეს ჰიდრიდი იშლება უაღრესად რეაქციისუნარიანი წვრილდისპერსული ლითონის წარმოქმნით.

Bk, Cf, Es, Fm, Md, No და Lr თვისებები ჯერჯერობით ნაკლებადაა შესწავლილი. სავარაუდოდ, მათი ფიზიკური და ქიმიური თვისებები მსგავსია ლანთანიდებისა.

აქტინიდები არსებობენ შემდეგი კატიონების სახით: U^{3+} , U^{4+} , UO_2^+ და UO_2^{2+} რომლებიც შეესაბამება ვალენტობებს III-დან VI-მდე. UO_2^+ და UO_2^{2+} ოქსიონებია, რომლებიც საკმაოდ მდგრად $\text{U} - \text{O}$ ბმებს შეიცავენ. ზოგიერთი ელემენტის ოქსიონებისგან განსხვავებით ისინი უცვლელი რჩებიან ქიმიური რეაქციების მსვლელობისას.

აქტინიდებს და მათ ნაერთებს სტრატეგიული მნიშვნელობა აქვთ ბირთვულ ენერჯეტიკაში. თორიუმი გამოიყენება, როგორც მაღევირებელი დანამატი ცეცხლგამძლე შენადნობების წარმოებაში.

აქტინიდთა ნაერთები

აქტინიდთა ტიპური ნაერთები

ნაერთი	ფორმულა	ელემენტი
ოქსიდები	U_2O_3 UO_2 UO_3 U_3O_8	Bk – Lr Th, U, Np, Pu, Am–Lr U U
ოქსიდთა ჰიდრატები	$\text{U}(\text{OH})_3$ $\text{U}(\text{OH})_4$	Am–Lr Th, U–Pu
მარილები U^{III}	Uhal_3 $\text{U}(\text{NO}_3)_3$ $\text{U}_2(\text{SO}_4)_3$ $\text{U}_2(\text{C}_2\text{O}_4)_3$	Th – Lr
მარილები U^{IV}	Uhal_4 $\text{Uhal}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$	Th, U, Np, Pu
პეროქსიდთა ჰიდრატები	$\text{UO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$	U, Np, Pu
მარილები U^{VI}	$\text{UO}_2(\text{NO}_3)_3$ $\text{UO}_2(\text{SO}_4)_3$ UO_2hal_2	U, Np, Pu

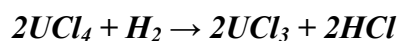
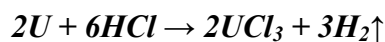
მ(III) ნაერთები

ჟანგით რიცხვს +3 ამჟღავნებს ყველა აქტინიდი, თუმცა ელემენტებისთვის Th–Pu იგი დამახასიათებელი არ არის. ეს ლითონები სამვალენტიან მდგომარეობაში ძლიერ აღმდგენელებს წარმოადგენენ. ბერკლიუმიდან ლორენსიუმის ჩათვლით კი ძირითადი ვალენტობაა მ(III). მათი ნაერთები MX_3 , M_2O_3 , $\text{M}(\text{OH})_3$ აღმდგენელის თვისებას არ ამჟღავნებენ. სამვალენტიანი აქტინიდებისთვის დამახასიათებელია მაღალი საკოორდინაციო რიცხვი (12-მდე).

ჰიდროქსიდები $\text{M}(\text{OH})_3$

ლანთანიდთა ჰიდროქსიდების მსგავსად მცირედ იხსნებიან წყალში და ძლიერ ფუძე თვისებებს ამჟღავნებენ. ისინი ადვილად ურთიერთქმედებენ მჟავებთან და წარმოქმნიან წყალში ხსნად მარილებს $\text{M}(\text{NO}_3)_3$, MCl_3 , MBr_3 , MI_3 , $\text{M}_2(\text{SO}_4)_3$. ძნელად ხსნადი მარილებია MF_3 , MPO_4 და სხვ.

Th(III), Pa(III), U(III), Np(III) ძლიერი აღმდგენელებია:



აქტინიდების(III) ნაერთები გამოიყენება ბირთვული საწვავის ტექნოლოგიაში და აქტინიდთა ნაწარმების სინთეზისთვის.

მ(IV) ნაერთები

ჟანგითი რიცხვი +4 ტიპურია თორიუმისა და პლუტონიუმისთვის, ასევე პროტაქტინიუმი, ურანი, ნეპტუნიუმი და ამერიციუმიც ამჟღავნებენ აღნიშნულ ჟანგით რიცხვს. ამ ვალენტობისთვის ცნობილია იზომორფული კრისტალური ოქსიდები: ThO_2 , PaO_2 , UO_2 , NpO_2 , AmO_2

ThO ₂	თეთრი
PaO ₂ ,	მოყავისფრო-შავი
UO ₂	ყავისფერი
NpO ₂	ყვითელი
AmO ₂	შავი

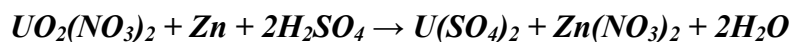
ეს ოქსიდები წყალში პრაქტიკულად არ იხსნებიან. ტუტეებთან არ რეაგირებენ შეფლობითაც კი.

ჰიდროქსიდები $\text{E}(\text{OH})_4$ მცირედ გამოსატყულ ფუძე თვისებას ამჟღავნებენ. მათი მიღება შეიძლება მიმოცვლის რეაქციებით. იხსნებიან მჟავებში და წარმოქმნიან მარილებს

E^{4+} წარმოქმნიან ჰალოგენიდებს: ThH₄, PaF₄, NpF₄, PuF₄, AmF₄, CmF₄, CfF₄, EsF₄.
 U^{4+} ნაერთები აღმდგენელის თვისებებით ხასიათდებიან:



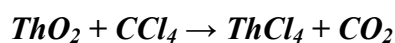
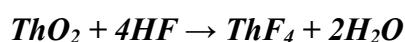
U^{4+} ნაერთებს ლაბორატორიულ პირობებში მიიღებენ U^{6+} ნაერთების აღდგენით:



Am(IV) და Cm(IV) ნაერთები დამჟანგველებია:



თორიუმი წარმოქმნის ერთადერთ ოქსიდს ThO₂, რომელიც მიიღება მისი მარილების ან ჰიდროქსიდის გახურებით. თორიუმ(IV)-ის ჰალოგენიდები მიიღება რეაქციებით(600°C):

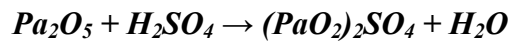


ორივე მათგანი თეთრი კრისტალური ნივთიერებაა.

მ(V) ნაერთები

Pa^{5+} მდგომარეობა დამახასიათებელია პროტაქტინიუმისთვის, ასევე ნეპტუნიუმისთვისაც; იშვიათად ამჟღავნებს პლუტონიუმში.

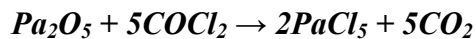
Pa_2O_5 პროტაქტინიუმ(V)-ის ოქსიდი მიიღება პროტაქტინიუმ(IV)-ის ჰიდროქსიდის ჰაერზე გახურებით (800°C). იგი ძირითადად ფუძე თვისებებს ამჟღავნებს. იხსნება ცხელ გოგირდმჟავაში:



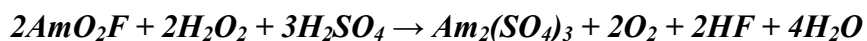
იგივე შეიძლება ითქვას პროტაქტინიუმ(V)-ის ჰიდროქსიდზე შედგენილობით HPaO_3 , რომელიც წყალში არ იხსნება და ქიმიური ბუნებით წარმოადგენს სუსტ ფუძეს – $\text{PaO}_2(\text{OH})$.

PaO_2^+ არის პროტაქტინილის რადიკალი. ანალოგიურ რადიკალებს წარმოქმნიან ნეპტუნიუმი NpO_2^+ , ურანი UO_2^+ და პლუტონიუმი PuO_2^+

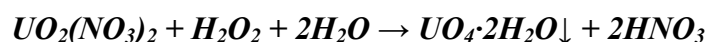
პროტაქტინიუმ(V)-ის ნაერთებიდან აღსანიშნავია PaCl_5 , რომელიც მიიღება გაგარვარებული Pa_2O_5 -ის ზედაპირზე ფოსგენის გატარებით:



Am(V) და Pu(V) ნაერთები მჟანგველის თვისებას ავლენენ:



ურანილის ნიტრატზე წყალბადის პეროქსიდის მოქმედებით მიიღება ყვითელი ფერის ურანის პეროქსიდი:



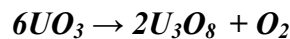
მ(VI) ნაერთები

+6 ჟანგვითი რიცხვი ყველაზე მეტად დამახასიათებელია ურანისთვის. ურანისა და სხვა დანარჩენი აქტინიდების ნაერთებში, სადაც ისინი +5, +6 ჟანგვით რიცხვს ამჟღავნებენ, გვხვდება UO_2^+ UO_2^{2+} იონები: ნეპტუნილი NpO_2^{2+} , ურანილი UO_2^{2+} , პროტაქტინილი PaO_2^{2+} და სხვ. რიგში U – Np – Pu – Am ექვსვალენტიანი ნაერთების მდგრადობა მცირდება. მაგ. ურანისთვის მიღებულია მდგრადი ოქსიდი UO_3 (ნარინჯისფერი), ნეპტუნუმიისთვის მხოლოდ შერეული ოქსიდი Np_2O_3 , ხოლო პლუტონიუმ(VI)-ის ოქსიდი საერთოდ არაა მიღებული. ასევე იცვლება მდგრადობა ფტორიდთა რიგში. UF_6 და NpF_6 მეტნაკლებად მდგრადი ნაერთებია, ხოლო PuF_6 – არამდგრადი. სხვა ჰალოგენიდებიდან მდგრადია მხოლოდ UCl_6 .

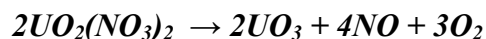
მაღალი სისუფთავის ურან(VI)ის ოქსიდის მიღება შეიძლება 350°C ტემპერატურაზე ამონიუმის დიურანილის დაშლით:



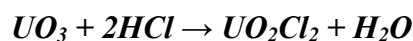
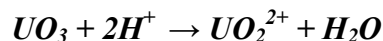
ურან(VI)-ის ოქსიდი იშლება:



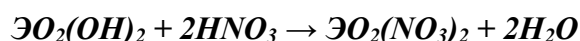
UO_3 მიიღება აგრეთვე ურანილის ნიტრატის თერმოლიზით (350°C):



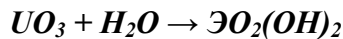
წყალხსნარებში ურანი (VI) ურანილ-იონის სახით არსებობს. ურანილის მარილებს ღებულობენ ოქსიდების UO_3 ან U_3O_8 მჟავებში გახსნით:



UO_3 –ის შესაბამისი ჰიდრატები შეიძლება განვიხილოთ, როგორც ფუძეები შედგენილობით $\text{UO}_2(\text{OH})_2$. ისინი ადვილად ურთიერთქმედებენ მჟავებთან და წარმოქმნიან მარილებს:



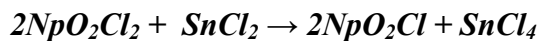
ურან(VI)-ის ოქსიდი ურთიერთქმედებს წყალთან და წარმოქმნის ურანილის ჰიდროქსიდს:



პრაქტიკაში დიდი გამოყენება აქვს ურან(VI)-ის აზოტმჟავა მარილს $UO_2(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ – ურანილის ნიტრატის ჰექსაჰიდრატს.

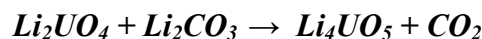
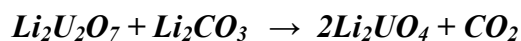
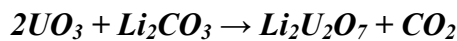
განსაკუთრებით საინტერესოა ურანის ჰექსაფტორიდის UF_6 თვისებები. ეს არის კრისტალური ნივთიერება, რომელიც მცირედ გახურებისას ადვილად აორთქლდება. იგი მიიღება ურანის ტეტრაფტორიდის ფტორირებით უწყლო გარემოში. UF_6 გამოიყენება ^{235}U და ^{238}U იზოტოპების დაცილებისას თერმოდოფუზიის მეთოდით. გარდა ამისა, მას იყენებენ მაღალი ჟანგვითი რიცხვის მქონე ელემენტთა ფტორიდების მისაღებად.

Np და Pu ნაერთები ჟანგვითი რიცხვით +6 ნაკლებად მდგრადებია. ისინი დამჟანგველებს წარმოადგენენ, თვითონ კი ადვილად აღდგებიან +3 ან +4 მდგომარეობამდე:



პლუტონიუმის თვისება – ურანთან შედარებით ადვილად აღდგეს \mathcal{U}^{+4} –მდე, გამოიყენება ბირთვული საწვავის ტექნოლოგიაში ურანისა და პლუტონიუმის დასაცილებლად.

ურანატები. ურანის ოქსიდების შეღღობისას ტუტე ან ტუტემიწათა ლითონების კარბონატებთან, მიიღება ყვითელი ან ნარინჯისფერი შეფერილობის ნივთიერებები, ე.წ. ურანატები:



მ(VII) ნაერთები

პლუტონიუმი და ნეპტუნიუმი შვიდვალენტიან მდგომარეობაში მიღებული იქნა Pu(VI) და Np(VI) ოზონით ჟანგვით ტუტე გარემოში. ოზონის ზემოქმედებით ნეპტუნილის NpO_2^{2+} და პლუტონილის PuO_2^{2+} ხსნარების შეფერილობა იცვლება. მაგ. ნეპტუნილის შემთხვევაში მწვანე ფერის ხსნარი ხდება შავი.

კალიუმის ნეპტუნატი K_3NpO_5 ძლიერი მქანგავია.

მიღებულია აგრეთვე ოქსონეპტუნატები, ოქსოპლუტონატები: $Ba_3(NpO_5)_2 \cdot nH_2O$, $Ba_3(PuO_5)_2 \cdot nH_2O$, $[Co(NH_3)_6]NpO_5 \cdot 3H_2O$ და სხვ. NpO_5^{3-} ნაწარმები შეფერილია მწვანედ, ხოლო PuO_5^{3-} მოყავისფრო-შავად.

მეავა ხსნარებში $Np(VII)$ ნაერთები ადვილად გადადიან $Np(VI)$ –ში. მიღებულია ამერიციუმ(VII)-ის ნაერთებიც.

აქტინიდთა კომპლექსური ნაერთები

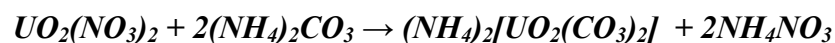
აქტინიდები წარმოქმნიან კომპლექსურ ნაერთებს როგორც მონო-, ასევე პოლიდენტატურ ლიგანდებთან.

U^{3+} კათიონთა კომპლექსები ემსგავსებიან ლანთანიდთა(III) კომპლექსებს. უნდა აღინიშნოს, რომ ატომური ნომრის გაზრდასთან ერთად აქტინიდთა(III) მწკრივში აქტინიდური კუმშვის გამო კომპლექსური ნაერთების მდგრადობა იზრდება. სამწუხაროდ, დღეისათვის ამ ვარაუდის დამადასტურებელი ექსპერიმენტული მონაცემები არაა საკმარისი.

რიგში $\text{Th}^{4+} - \text{Cm}^{4+}$ U^{3+} -ის ანალოგიურად, ასევე იზრდება კომპლექსური ნაერთების მდგრადობა.

მიუხედავად ნაკლებად მდგრადობისა, $U(VI)$ და $U(IV)$ კომპლექსები მნიშვნელოვან როლს ასრულებენ ტექნოლოგიაში. ურანილსულფატები და ურანილნიტრატები გამოიყენება მადნის გადამუშავების პროცესში ურანის კონცენტრირებისთვის.

ურანისა და თორიუმის დასაცილებლად $U(VI)$ გადაჰყავთ ხსნარში კარბონატული კომპლექსის სახით:



ურანის კარბონატული კომპლექსი არამდგრადია, მაგრამ მისი წარმოქმნა იძლევა UO_2^{2+} -ის ხსნად მდგომარეობაში შენარჩუნების საშუალებას.

თორიუმი იგივე პირობებში წარმოქმნის ჰიდროქსიდს $Th(OH)_4$, რომელიც წყალში უხსნადია. ეს კი აადვილებს თორიუმის დაცილებას ურანისგან.

მიუხედავად აქტინიდთა მიღების სიძნელისა და მათი ტოქსიკურობისა, ზოგიერთ მათგანს დიდი პრაქტიკული გამოყენება აქვს. მაგალითად, პლუტონიუმის იზოტოპი ^{239}Pu ბირთვული საწვავია. იგი გამოიყენება ატომურ ელექტროსადგურებში, სხვადასხვა ტიპის რეაქტორებში.

პლუტონიუმის იზოტოპი ^{238}Pu (ნახევრადდაშლის პერიოდი $T=86$ წელი) ფართოდ გამოიყენება კოსმოსურ თანამგზავრებში დენის წყაროებად, მედიცინაში – ენერჯის წყაროდ გულის სტიმულატორში.

კალიფორნიუმის იზოტოპი ^{252}Cf ნეიტრონების წყაროა. მისი ნახევრადდაშლის პერიოდია 2,6 წელი.

თორიუმი გამოიყენება ურან-თორიუმის რეაქტორებში. რეაქტორის მოქმედების პროცესში თორიუმი გარდაიქმნება ურანის მსუბუქ იზოტოპად ^{233}U , რომელიც ბირთვულ საწვავს წარმოადგენს. ურანი გამოიყენება ასევე ბირთვულ რეაქტორებში და ატომურ ყუმბარებში. მისი გარდაქმნის გზით მიიღება ბირთვული საწვავი – ^{239}Pu .

აქტინიუმისა და აქტინიდების ბიოლოგიური როლი

აქტინიდების მოქმედება ცოცხალ ორგანიზმებზე პირველ რიგში დაკავშირებულია მათ რადიაქტიურობასთან. აქტინიდები ზოგიერთი თვისებით ემსგავსებიან ლანთანიდებს. მაგ. პლუტონიუმი ადამიანის ორგანიზმში მოხვედრისას კონცენტრირდება ძვლებში, ისევე, როგორც იშვიათ მიწათა ელემენტები, თუმცა აქტინიდები გაცილებით უფრო საშიშია მაღალი რადიაქტიურობის გამო. მაგ. პლუტონიუმი, განიცდის რა α -დაშლას, იწვევს სისხლმბადი ორგანოების (ძვლის ტვინი) მუშაობის დარღვევას. ამიტომ პლუტონიუმთან მუშაობისას საჭიროა მაქსიმალური სიფრთხილის დაცვა.

ატომური ენერჯის გამოყენებისას, ატომური იარაღის გამოცდისას და ბირთვული საწვავის გადამუშავებისას რადიონუკლიდებით გარემოს დაბინძურების თავიდან ასაცილებლად, აუცილებელია რადიაქტიური ნარჩენებიდან, ნიადაგიდან, ადამიანის ორგანიზმიდან მათი სელექტიური გამოტანა. როგორც იშვიათმიწა ლითონთა იონების შემთხვევაში, ამ დროსაც გამოიყენება ლიგანდები, რომლებიც აქტინიდებთან და სხვა რადიონუკლიდებთან წარმოქმნიან მდგრად კომპლექსებს.

ლექსიკონი

აბსორბცია – თხევადი ან მყარი სხეულებით მთელ მათ მოცულობაში აირადი ან გახსნილი ნივთიერებების შთანთქმა

აფსორბცია – აირის ან სითხის შთანთქმა მყარი ნივთიერების ზედაპირის მიერ

ალუმინოთერმია – ლითონების და არალითონების მიღების მეთოდი მათი უანგბადნაერთებიდან ლითონური ალუმინით აღდგენით

ამალგამა – ლითონური სისტემა, რომლის შემადგენელ ნაწილსწარმოადგენს ვერცხლისწყალი

ამორფული მდგომარეობა – მყარი სხეულის მდგომარეობა, რომელიც ხასიათდება მთელი რიგი თვისებებით, როგორცაა მკაფიოდ გამოხატული ღებობის ტემპერატურული წერტილის არსებობა და სხვ.

ამფოფილურობა – ნივთიერების თვისება, გაიხსნას როგორც წყალში, ასევე ორგანულ გამხსნელებში

ანიონი – უარყოფითად დამუხტული ატომი ან ატომთა ჯგუფი

ანიონური კომპლექსი – კომპლექსური ნაერთი, რომელიც შეიცავს კომპლექსურ ანიონს

ანტიფერომაგნეტიზმი – ნივთიერების მაგნიტურად მოწესრიგებული მდგომარეობა, რომლის დროსაც კრისტალური გისოსის მეზობელ კვანძებში ატომების ან იონების მაგნიტური მომენტები ანტიპარალელურადაა ორიენტირებული

ბირთვული ენერჯია – ენერჯია, რომელიც გამოიყოფა ატომბირთვის წარმოქმნისას პროტონებიდან და ნეიტრონებიდან

ბირთვული რეაქციები – შესაბამისი ნაწილაკების – ნეიტრონების, პროტონების, α -ნაწილაკების და სხვ. ურთიერთქმედება ქიმიურ ელემენტთა ბირთვებთან

ბირთვული რეაქტორი – დანადგარი, რომელშიც ხორციელდება ატომბირთვის გაყოფის ჯაჭვური რეაქცია

ბადაკრისტალუბა – ნივთიერების გასუფთავების მეთოდი მისი ხსნარიდან გამოკრისტალების გზით

ბალვანური ელემენტი – ხელსაწყო, რომელშიც ქიმიური რეაქციის შედეგად მიიღება ელექტრული დენი

დეიტრონი – წყალბადის იზოტოპის, დეიტერიუმის ატომის ბირთვი, რომელიც აღინიშნება D^+ და შედგება ერთი პროტონისგან და ერთი ნეიტრონისგან

დენტატობა – ლიგანდის კოორდინაციული დონორული ცენტრების რაოდენობა, რომლის მიხედვითაც გვაქვს მონო- და პოლიდენტატური ლიგანდები.

დიამაგნიტური – ნივთიერება, რომელიც განიზიდება მაგნიტის პოლუსებისგან

დისოციაციის მუდმივა – ხსნარში იონების კონცენტრაციების ნამრავლის ფარდობა ელექტროლიტის კონცენტრაციასთან

დისოციაციის ხარისხი – ელექტროლიტის იონებად დაშლის ხარისხი

დისპროპორცირება – თვითუანგვა-თვითაღდგენის პროცესი

დუდილის ტემპერატურა – ტემპერატურა, რომელზეც სითხის ორთქლის წნევა უტოლდება გარემოს წნევას

ელექტრობამტარობა – ნივთიერებათა თვისება გადაიტანონ ელექტრული დენი ელექტრული ძაბვის გავლენით. არსებობს სამი ტიპის: ელექტრონული, იონური და შერეული

ელექტროდი – გამტარი (ფირფიტა, ღერო და სხვ.), რომლის საშუალებითაც ელექტრული დენი შედის სითხეში ან აირში

ელექტროლიზი – ელექტრული დენის მოქმედებით ნივთიერებათა დაშლისა და ახალი ნივთიერებების ელექტროდებზე გამოყოფის პროცესი

ელექტროლიტი – ნივთიერება, რომლის წყალხსნარი ან ნაღვლობი ატარებს ელექტრულ დენს

ელექტროლიტური დისოციაცია – ელექტროლიტის დაშლა წყალხსნარში ან ნაღვლობში დადებით და უარყოფით იონებად

ელექტრონული ღრუბელი – იხ. ორბიტალი

ელექტროუარყოფითობა – ელემენტის უნარი მიიზიდოს ქიმიური ბმის წარმომქმნელი ელექტრონები

ემსტრაქცია – ნარევიდან რაიმე ნივთიერების გამოყოფა, გამოცალკევება გამსხნელების საშუალებით

ვაკუუმი – ჭურჭელში არსებული აირის ისეთი მდგომარეობა, როცა მისი წნევა 10^{-3} ატმოსფეროზე ნაკლებია

იზომორფულობა – ატომების, იონების ან მოლეკულების თვისება ჩაანაცვლონ ერთმანეთი კრისტალებში

იზოტოპები – ატომები, რომლებსაც აქვთ პროტონების ტოლი რიცხვი, მაგრამ მასური რიცხვები განსხვავდებიან ერთმანეთისგან

ინდიკატორი – ნივთიერება, რომლის ფერის ცვლილება გამოიყენება რომელიმე ქიმიური პროცესის გამოსამჟღავნებლად

ინჰიბიტორი – ქიმიური პროცესის შემნელებელი ნივთიერება

იონიტიპი – მყარი, წყალში და ორგანულ გამხსნელებში პრაქტიკულად უხსნადი მასალები, რომლებსაც აქვთ იონური მიმოცვლის უნარი

იონიზაციის პოტენციალი – უმცირესი, მინიმალური ენერგია, რომელიც საჭიროა ატომური სისტემისგან (ატომი, იონი, მოლეკულა, რადიკალი) ელექტრონების მოსაცილებლად. იზომება ელექტრონვოლტებში

იონური რადიუსი – სფეროსებური იონების ზომების აღნიშვნისთვის შემოტანილი ცნება, რომელიც ეყრდნობა იმ ვარაუდს, რომ იონთა ზომები არაა დამოკიდებული იმ მოლეკულათა და კრისტალთა შედგენილობაზე, რომლებიც ამ იონებს შეიცავენ

კატიონი – დადებითად დამუხტული ატომი ან ატომთა ჯგუფი

კატიონური კომპლექსი – კომპლექსური ნაერთი, რომელიც შეიცავს კომპლექსურ კატიონს

კოაბულაცია – ნაწილაკების შეწყობა დისპერსიულ, განსაკუთრებით კი კოლოიდურ სისტემებში, რის შედეგადაც წარმოიქმნება მეტად ან ნაკლებად მსხვილი აგრეგატები

კოლოიდური ხსნარი, კოლოიდური სისტემა – მაღალი დისპერსივობის მქონე სისიტემა

კოორდინაციული ნაერთი – ნაერთი, რომელიც არსებობს როგორც კრისტალურ მდგომარეობაში, ასევე ხსნარში და რომლის თავისებურებებაც ცენტრალური ატომისა და მის გარშემო კოორდინირებული ლიგანდების არსებობა

კოროზია – ლითონთა დაშლა (დაჟანგვა) გარემოში მიმდინარე ფიზიკურ-ქიმიური პროცესების შედეგად

კრისტალჰიდრატი – კრისტალები, რომლებიც შეიცავენ წყლის მოლეკულებს

ლიზანდი, ლიზანდები – მოლეკულები და იონები, დაკავშირებული, ცენტრალურ ატომთან კოორდინაციულ ნაერთებში

ლითონთმკვამია – ლითონების აღდგენა მათი ნაერთებიდან სხვა, ქიმიურად უფრო აქტიური ლითონებით მაღალ ტემპერატურაზე

ლუბიკაცია – მოცემული ქიმიური შედგენილობის, სტრუქტურის, ფიზიკური, ქიმიური და მექანიკური თვისებების მისაღებად ლითონებსა და შენადნობებში მალეგირებელი ელემენტების შეტანა

ლუმინესცენცია – მოცემულ ტემპერატურაზე სხეულის ჭარბი გამოსხივება (ნათება) თავის სითბურ გამოსხივებასთან შედარებით, რომლის ხანგრძლივობა სხივური რხევის პერიოდს აჭარბებს

ლუმინოფორი – ნივთიერებები, რომლებსაც შთანთქმული ენერჯიის სხივურ გამოსხივებად გარდაქმნის უნარი აქვთ

მაღანი – მინერალური წარმონაქმნი ლითონების ან სასარგებლო მინერალების შედგენილობით.

მლღობი მჟავა – ფტორწყალბადმჟავა

მონოდენტატური – იხ. დენტატობა

ნახევრადღაშლის პერიოდი – დრო, რომლის განმავლობაშიც იშლება მოცემული ელემენტის ბირთვების რაოდენობის ნახევარი

ოზონი – ჟანგბადის ალოტროპიული სახესხვაობა, დამახასიათებელი სუნის მქონე აირი, რომელიც წარმოიქმნება ელექტრული განმუხტვით და მზის ულტრაიისფერი სხივების მოქმედებით

ორბიტალი – სივრცის ის ნაწილი ატომბირთვის ელექტრომაგნიტურ ველში, სადაც მაქსიმალურია ელექტრონის არსებობის ალბათობა

პარამაგნიტურობა – ნივთიერების სუსტად გამოხატული მაგნიტური თვისება

პიგმენტი – საღებავი ნივთიერება, რომელიც ფერს აძლევს ცოცხალი ორგანიზმების ქსოვილებს

პიროგმეტალურბია – მაღალ ტემპერატურებზე მიმდინარე ლითონებისა და შენადნობების მიღებისა და გაწმენდის პროცესები

პიროფორულობა – თვითაალების უნარი, რაც დაკავშირებულია ჰერზე დაჟანგვის ეგზოთერმულ რეაქციებთან

პლაზმა – იონიზირებული აირი, რომელშიც დადებითი და უარყოფითი ელექტრული მუხტების მოცულობითი სიმკვრივეები ტოლია

პოლიდენტატური – იხ. დენტატობა

პოლიმერები – ნივთიერებები, რომლებსაც ქიმიური შედგენილობა ერთნაირი აქვთ, მაგრამ განსხვავდებიან მოლეკულაში ატომთა სხვადასხვა რაოდენობით

პოტაში – კალიუმის კარბონატი

რადიაქტივობა – ქიმიური ელემენტის ატომბირთვის თვითნებური ან ხელოვნური დაშლა, რასაც თან სდევს ელემენტარული ნაწილაკების გამოსხივება

საკოორდინაციო რიცხვი – ცენტრალური ატომის გარშემო კოორდინირებული ლიგანდების რაოდენობა

სამეწო წყალი – ერთი მოცულობა HNO_3 და სამი მოცულობა HCl ნარევი, რომელიც უძლიერესი მჟანგველია

სუბლიმაცია – მყარი ნივთიერების გადასვლა აირადში თხევადი მდგომარეობის გამოტოვებით

ფერომაგნიტური – ძლიერი მაგნიტური თვისებების მქონე

ფლოტაცია – ლითონის მადნის გამდიდრების ერთ-ერთი წესი

ფოსფენი – უფერო, მომწამლავი აირი

წიდა – მრავალკომპონენტური არალითონური ნაღობი, რომელიც ღნობის პროცესებში თხევადი ლითონის ზედაპირს ფარავს

ჰიდროლიზი – ნივთიერებასა და წყალს შორის მიმდინარე მიმოცვლით-დაშლითი რეაქცია

ჰიდრომეტალურბია – ლითონთა მიღება მადნებიდან და ნარჩენებიდან სხვადასხვა ქიმიურ ნივთიერებათა წყალხსნარების საშუალებით

გამოყენებული ლიტერატურა

1. გ.ცინცაძე, ვ.კოკონაშვილი, თ.ცეცხლაძე. ზოგადი და არაორგანული ქიმიის კურსი – თბილისი, განათლება, 1998, II ნაწილი.
2. ვ.კოკონაშვილი, ნ.ფირცხალავა. არაორგანული ქიმია. – თბილისი: თბილისის სახელმწიფო უნივერსიტეტის გამომცემლობა, 1969. ნაწ. II; 1970, ნაწ. III.
3. დ.გვარამაძე, გ.ცინცაძე, პ.გაგნიძე, პ.ხარაიძე. არაორგანული ქიმიის კურსი. – თბილისი, განათლება, 1985. ნაწ. II.
4. ნ.ფირცხალავა. „არაორგანული ქიმია“ თბილისის უნივერსიტეტის გამომცემლობა – თბილისი, 1992.
5. თ. წივწივაძე. ზოგადი ქიმია. – თბილისი, განათლება, 1995.
6. Н.С.Ахметов. Общая и неорганическая химия. – М.:Высшая школа, 1988.
7. Б.В.Некрасов. Учебник общей химии – М.: Химия, 1981.
8. Г.Реми. Курс неорганической химии - М.: Мир, 1971, т. I, т. II.
9. М.Х.Карапетьянц, С.И. Дракин. Общая и неорганическая химия – М.: Химия, 1981.
10. Ф.Коттон, Дж.Уилкинсон. Современная неорганическая химия - М.: Мир, 1969, ч. II, III.
11. Г.П.Хомченко, И.Н.Цитович. Неорганическая химия - М.:Высшая школа, 1978.
12. Н.Л.Глинка. Общая химия – Л.: Химия, 1982.
13. Я.А.Угай. Общая химия – Изд.2-е. - М.:Высшая школа, 1984.
14. Ю.Д.Третьяков, Л.И.Мартыненко, А.Н.Григорьев, А.Ю.Цивадзе. Неорганическая химия. Химия элементов. М.: Химия. 2001. Т. I, II.
15. А.Уэллс. Структурная неорганическая химия (в 3-х томах) т.2. М.: Мир, 1987.

იხმჭღუბა ავტორტა მღერ ჳარმოდგენილი სახით

გაღაეცა ჳარმოდგას 30.01.2009. ხელმოდწერილია დასაბეჭდად 09.03.2009. ქალაღღის ჳომა 60X84 1/16. პირობითი ნაბეჭღლი თაბახი 10. ტირაჳი 100 ეგჳ.

საგამოდცემლო სახლი „ტექნიკური უნივერსიტეტი“, თბიღისი, კოსტავას 77



Verba volant,
scripta manent