کیمیايي عنصرونه

(دويم ټوک)

محمد طاهر کاڼی

Afghanic

ننګرهار ساينس پوهنځی

Pashto PDF
2015

Funded by
Kinderhilfe-Afghanistan

Chemical Elements II

Muhammad Taher Kanay

Download: www.ecampus-afghanistan.org

ننگرهارساینس پوهنځی

کیمیایي عنصرونه

(دویم ټوک)

سی ډی سره

محمد طاهر کانی

خرڅول منع دي

١٣٩٤

کیمیایي عنصرونه
(دویم ټوک)

Chemical Elements II

محمد طاهر کانی
١٣٩٤

Afghanic

Nangarhar Science Faculty

Muhammad Taher Kanay

Chemical Elements II

Funded by
Kinderhilfe-Afghanistan

ISBN 9781301738168

With CD

Not for Sale

2015

بسم الله الرحمن الرحيم

کيميايي عنصرونه

(دويم ټوک)

لومړی چاپ

محمد طاهر کاڼی

دغه کتاب په پی دی اف فورمت کی په مله سی دی کی هم لوستلی شی:

د کتاب نوم	کیمیایي عنصرونه (دویم ټوک)
لیکوال	محمد طاهر کاټي
خپرندوی	ننګرهار ساینس پوهنځی
ویب پاڼه	www.nu.edu.af
چاپ شمېر	۱۰۰۰
د چاپ کال	۱۳۹۴، لومړی چاپ
ډاونلوډ	www.ecampus-afghanistan.org
چاپ ځای	افغانستان ټایمز مطبعه، کابل

دا کتاب د افغان ماشومانو لپاره د جرمني کمیټې په جرمني کې د Eroes کورنۍ یوې خیریه ټولنې لخوا تمویل شوی دی.
اداري او تخنیکي چارې یې په آلمان کې د افغانیک لخوا ترسره شوي دي.
د کتاب د محتوا او لیکنې مسؤلیت د کتاب په لیکوال او اړونده پوهنځی پورې اړه لري. مرسته کوونکي او تطبیق کوونکي ټولنې په دې اړه مسؤلیت نه لري.

د تدریسي کتابونو د چاپولو لپاره له موږ سره اړیکه ونیسئ:
ډاکتر یحیی وردک، د لوړو زده کړو وزارت، کابل
تیلیفون: ٠٧٥٦٠١٤٦٤٠
ایمیل: textbooks@afghanic.org

د چاپ ټول حقوق له مؤلف سره خوندي دي.

ای اس بي ان ۹۷۸۱۳۰۱۷۳۸۱۶۸

د لوړو زده کړو وزارت پیغام

د بشر د تاریخ په مختلفو دورو کې کتاب د علم او پوهې په لاسته راوړلو، ساتلو او خپرولو کې ډیر مهم رول لوبولی دی. درسي کتاب د نصاب اساسي برخه جوړوي چې د زده کړې د کیفیت په لوړولو کې مهم ارزښت لري. له همدې امله د نړیوالو پیژندل شویو معیارونو، د وخت د غوښتنو او د ټولنې د اړتیاوو په نظر کې نیولو سره باید نوي درسي مواد او کتابونه د محصلینو لپاره برابر او چاپ شي.

له ښاغلو استادانو او لیکوالانو څخه د زړه له کومي مننه کوم چې دوامداره زیار یې ایستلی او د کلونو په اوږدو کې یې په خپلو اړوندو څانګو کې درسی کتابونه تألیف او ژباړلي دي، خپل ملي پور یې اداء کړی دی او د پوهې موتور یې په حرکت راوستی دی. له نورو ښاغلو استادانو او پوهانو څخه هم په درنښت غوښتنه کوم تر څو په خپلو اړوندو برخو کې نوي درسي کتابونه او درسي مواد برابر او چاپ کړی، چې له چاپ وروسته د ګرانو محصلینو په واک کې ورکړل شي او د زده کړو د کیفیت په لوړولو او د علمي پروسې په پرمختګ کې یې نېک ګام اخیستی وي.

د لوړو زده کړو وزارت دا خپله دنده بولي چې د ګرانو محصلینو د علمي سطحې د لوړولو لپاره د علومو په مختلفو رشتو کې معیاري او نوي درسی مواد برابر او چاپ کړي.

په پای کی د افغان ماشومانو لپاره د جرمني کمیټې له رئیس ډاکتر ایروس او زموږ همکار ډاکتر یحیی وردګ څخه مننه کوم چې د کتابونو د خپرولو لپاره یې زمینه برابره کړېده.

هیله منده یم چی نوموړې ګټوره پروسه دوام وکړي او پراختیا ومومي تر څو په نیږدې راتلونکې کې د هر درسي مضمون لپاره لږ تر لږه یو معیاري درسي کتاب ولرو.

په درنښت

پوهنوال دوکتور فریده مومند

د لوړو زده کړو وزیره

کابل، ۱۳۹۴

د درسي کتابونو چاپول

قدرمنو استادانو او گرانو محصلینو!

د افغانستان په پوهنتونونو کې د درسي کتابونو کموالی او نشتوالی له لویو ستونزو څخه گڼل کېږي. یو زیات شمیر استادان او محصلین نوي معلوماتو ته لاس رسی نه لري، په زاړه میتود تدریس کوي او له هغو کتابونو او چپترونو څخه گټه اخلي چې زاړه دي او په بازار کې په ټیټ کیفیت فوتوکاپي کېږي.

تراوسه پورې مونږ د ننگرهار، خوست، کندهار، هرات، بلخ او کاپیسا د طب پوهنځیو او کابل طبي پوهنتون لپاره ۱۷۶عنوانه مختلف طبي تدریسي کتابونه چاپ کړي دي، چې د هغوی له جملې څخه ۹۵ د DAAD او ۸۰ نور د kinderhilfe-Afghanistan په مالي مرسته چاپ شوي دي. د ننگرهار پوهنتون لپاره د ۲۰ نورو غیرطبي کتابونو د چاپ چارې روانې دي. د یادونې وړ ده چې نوموړي چاپ شوي کتابونه د هیواد ټولو طب پوهنځیو ته په وړیا توگه ویشل شوي دي.

هر څوک کولای شي ټول چاپ شوی طبي او غیر طبي کتابونه

د www.afghanistan-ecampus.org ویب پاڼې څخه ډاونلوډ کړي.

دا کړنې په داسې حال کې تر سره کېږي چې د افغانستان د لوړو زده کړو وزارت د (۲۰۱۰ - ۲۰۱۴) کلونو په ملي ستراتیژیک پلان کې راغلي دي چې:

"د لوړو زده کړو او د ښوونې د ښه کیفیت او زده کوونکو ته د نویو، کره او علمي معلوماتو د برابرولو لپاره اړینه ده چې په دري او پښتو ژبو د درسي کتابونو د لیکلو فرصت برابر شي د تعلیمي نصاب د ریفورم *لپاره له انگریزي ژبې څخه دري او پښتو ژبو ته د کتابونو او درسي موادو ژباړل اړین دي، له دې امکاناتو څخه پرته د پوهنتونونو محصلین او استادان نشي کولای عصري، نویو، تازه او کره معلوماتو ته لاس رسی پیدا کړي".*

د لوړو زده کړو وزارت، پوهنتونونو، استادانو او محصلینو د غوښتنې په اساس موږ دا پروگرام غیر طبي برخو ته لکه ساینس، انجنیري، کرهنې او نورو پوهنځیو ته هم وغځاوه، تر څو د مختلفو پوهنتونونو او پوهنځیو د اړتیا وړ کتابونه چاپ شي.

مونږ غواړو چې د درسي کتابونو په برابرولو سره د هیواد له پوهنتونو سره مرسته وکړو او د چپټر او لکچر نوټ دوران ته د پای ټکی کېږدو. د دې لپاره دا اړینه ده چې د لوړو زده کړو د موسساتو لپاره هر کال څه نا څه ۱۰۰ عنوانه درسي کتابونه چاپ شي.

له ټولو محترمو استادانو څخه هیله کوو، چې په خپلو مسلکي برخو کې نوي کتابونه ولیکي، وژباړي او یا هم خپل پخواني لیکل شوي کتابونه، لکچر نوټونه او

چېټرونه ایډېټ او د چاپ لپاره تیار کړي. زمونږ په واک کې یې راکړي، چې په ښه کیفیت چاپ او وروسته یې د اړوندې پوهنځۍ استادانو او محصلینو په واک کې ورکړو. همدارنګه د یادو شویو ټکو په اړوند خپل وړاندیزونه او نظریات له مونږ سره شریک کړي، تر څو په ګډه پدې برخه کې اغیزمن ګامونه پورته کړو.

د یادونې وړ ده چې د مولفینو او خپروونکو له خوا پوره زیار ایستل شوی دی، ترڅو د کتابونو محتویات د نړیوالو علمي معیارونو په اساس برابر شي، خو بیا هم کیدای شي د کتاب په محتوی کې ځینې تیروتنې او ستونزې ولیدل شي، نو له درنو لوستونکو څخه هیله مند یو تر څو خپل نظریات او نیوکې مولف او یا مونږ ته په لیکلې بڼه راولیږي، تر څو په راتلونکي چاپ کې اصلاح شي.

د افغان ماشومانو لپاره د جرمني کمیټې او د هغې له مشر ډاکتر ایروس څخه ډېره مننه کوو چې د دغه کتاب د چاپ لګښت یې ورکړی دی. دوی په تیرو کلونو کې هم د ننګرهار د طب پوهنځي د ۸۰ عنوانه طبي کتابونو د چاپ لګښت پر غاړه درلود.

په ځانګړي توګه د جي آی زیت (GIZ) له دفتر او CIM) Center for International Migration & Development) چې زما لپاره یې په تېرو پنځو کلونو کې په افغانستان کې د کار امکانات برابر کړی دي، هم د زړه له کومې مننه کوم.

د لوړو زده کړو وزیره پوهنوال دوکتور فریده مومند، علمي معین پوهنوال محمد عثمان بابري، مالي او اداري معین پوهنوال ډاکتر ګل حسن ولیزي، د ننګرهار پوهنتون سرپرست رییس پوهنوال ډاکتر محمد طاهر عنایت، د ننګرهار پوهنتون پوهنځیو رییسانو او استادانو څخه مننه کوم چې د کتابونو د چاپ لړۍ یې هڅولې او مرسته یې ورسره کړې ده. د دغه کتاب له مولف څخه ډېر منندوی یم او ستاینه یې کوم، چې خپل د کلونو کلونو زیار یې په وړیا توګه ګرانو محصلینو ته وړاندې کړ.

همدارنګه د دفتر له همکارانو هر یو حکمت الله عزیز، احمد فهیم حبیبي او فضل الرحیم څخه هم مننه کوم چې د کتابونو د چاپ په برخه کې یې نه ستړې کیدونکې هلې ځلې کړې دي.

ډاکتر یحیی وردګ، د لوړو زده کړو وزارت سلاکار

کابل، جون ۲۰۱۵

د دفتر ټیلیفون: ۰۷۵۶۰۱۴۶۴۰

ایمیل: textbooks@afghanic.org

کتاب لړلیک

سریزه I

۴۵. راډیم ۶۴۴
۴۶. پالاډیم ۶۵۱
۴۷. سپین زر ۶۵۸
۴۸. کاډمیم ۶۷۲
۴۹. اینډیم ۶۸۰
۵۰. قلع ۶۸۸
۵۱. انټیموني ۷۰۲
۵۲. ټیلوریم ۷۱۱
۵۳. ایوډین ۷۲۰
۵۴. کسینون ۷۲۸
۵۵. سیزیم ۷۳۸
۵۶. باریم ۷۵۰
۵۷. لانتانیم ۷۵۸
۵۸. سیریم ۷۷۱
۵۹. پرازیوډیمیم ۷۷۹
۶۰. نیوډیمیم ۷۸۷
۶۱. پرومیتیم ۷۹۵
۶۲. ساماریم ۸۰۱
۶۳. یوریپیم ۸۰۸
۶۴. ګاډولینیم ۸۱۵
۶۵. تیربیم ۸۲۳
۶۶. ډیسپروزیم ۸۲۸
۶۷. هولمیم ۸۳۶

۶۸. ایربیم	۸۴۳
۶۹. تولیم	۸۵۰
۷۰. ایتربیم	۸۵۶
۷۱. لوټیټیم	۸۶۱
۷۲. هافنیم	۸۷۰
۷۳. ټینټالیم	۸۸۱
۷۴. تنګستن	۸۹۱
۷۵. رینیم	۹۰۱
۷۶. اوسمیم	۹۱۱
۷۷. ایریډیم	۹۱۹
۷۸. پلاتین	۹۳۰
۷۹. سره زر	۹۴۳
۸۰. سیماب	۹۵۸
۸۱. تالیم	۹۷۲
۸۲. سرپ	۹۸۰
۸۳. بیسموټ	۹۹۵
۸۴. پولینیم	۱۰۰۸
۸۵. استاټین	۱۰۱۸
۸۶. راډون	۱۰۲۵
۸۷. فرانسیم	۱۰۳۲
۸۸. راډیم	۱۰۳۷
۸۹. اکټینیم	۱۰۴۵
۹۰. توریم	۱۰۵۴
۹۱. پروټاکټینیم	۱۰۶۱
۹۲. یورانیم	۱۰۶۷
۹۳. نیپتونیم	۱۰۹۰
۹۴. پلوتونیم	۱۰۹۷

۹۵ . امریسیم ۱۱۲۳

۹۶ . کیوریم ۱۱۳۰

۹۷ . بیرکیلیم ۱۱۳۷

۹۸ . کالیفورنیم ۱۱۴۳

۹۹ . اینشټینیم ۱۱۴۸

۱۰۰ . فیرمیم ۱۱۵۲

۱۰۱ . مندلیفیم ۱۱۵۶

۱۰۲ . نوبیلیم ۱۱۶۰

۱۰۳ . لاورینسیم ۱۱۶۵

۱۰۴ . رادرفورډیم ۱۱۶۹

۱۰۵ . دوبنیم ۱۱۷۶

۱۰۶ سیبورگیم ۱۱۷۹

۱۰۷ . بوریم ۱۱۸۳

۱۰۸ هاسیم ۱۱۸۸

۱۰۹ . مایټنریم ۱۱۹۲

۱۱۰ . دارمشتاډیم ۱۱۹۵

۱۱۱ . رونټګینیم ۱۱۹۹

۱۱۲ . کوپرنیسیم ۱۲۰۳

۱۱۳ . اونونتریم ۱۲۰۸

۱۱۴ . فلیروویم ۱۲۱۳

۱۱۵ . اونونپنتیم ۱۲۱۹

۱۱۶ لیورموریم ۱۲۲۵

۱۱۷ . اونون سیپتیم ۱۲۳۰

۱۱۸ . اونون اکتیم ۱۲۳۳

کېمیايي نومونې ۱۲۳۷

اخځلیک ۱۲۸۶

سریزه

درنو لوستونکیو، زه نن دومره نېکمرغه یم چې هیڅ برید نه لري او دا ستره نېکمرغي مې له دې کبله په برخه شوې چې نن مې یو بل اثر خپل هېوادني فرهنګ او خپل ولس ته د ډالۍ لپاره چمتو کړ. زه د زړه له تله ویاړم چې خپل ګران هېواد افغانستان او خپل ولس ته د خدمت د لارې یو لاروی یم او په دې لار کې نه ستړي کېدونکي یون ته دوام ورکوم. څښتن تعالی دې زما هر هېوادوال او د دې ځمکې پر سر بل هر وګړي ته همدغسې ستره بې پایه خوشالي، نېکمرغي او تلپاتې ویاړ ور په برخه کړي. زما لپاره د لا ډېرې نېکمرغۍ خبره دا ده چې زموږ د هېوادني هڅوب کاروان د ودې پر لور په خوځښت کې دی او خپل نه ستړي کېدونکي یون ته دوام ورکوي. په اوسني تاریخي پړاو د ودې په دې لار کې پښتو ژبه تر بل هر مهال د پرمختګ له نعمته ډېره برخمنه ده.

هره ژبه تر هر څه لومړی د کتاب پر مټ پوهنیزه کېدای شي، پوهنیز بنسټونه او پوهنیزه زېرمه یې پرې پیاوړې کېدای شي. پښتو ژبه هم لکه د نړۍ د نورو ټولو لویو ژبو په څېر د هرې پوهنې اثارو او کتابونو زېرمې ته اړتیا لري او اړیزه یې ورځ تر بلې لا پسې ډېرېږي. موږ باید په خپله ژبه کې هر ډول اثار ولرو، د هرې پوهنې زېرمه مو باید شتمنه وي. ډېری مهال داسې احساسیږي چې د پښتو ژبې څېړونکیو او لیکوالو پام تر ډېره بریده ادبي، تاریخي او سیاسي څېړنو ته اوښتی وي او داسې برېښي لکه ساینسي پوهنې چې هېرې شوې وي. که چیرې کوم اثار د ساینسي او طبیعي پوهنو په برخه کې لیکل شوي او چاپ شوي هم وي نو هغه دومره لږ دي چې د نورو بشري او ټولنیزو پوهنو د اثارو په منځ کې یې شتون نه محسوسیږي. دا ډېره اړینه ده چې د ټولو پوهنو په ډګرونو کې څېړنې، لیکنې وشي او دا چارې په ټولو پوهنو کې په موازي ډول پر مخ یوړل شي.

کیمیا یوه له هغو ډېرو ارزښتناکو طبیعي پوهنو څخه ده چې کال تر بله وده کوي او په نړۍ کې یې پوهنیزه زېرمه لا ډېرېږي. ان لا پر ۱۹۱۹ ز کال د «ایوپاک» (IUPAC) په نامه د کیمیا نړیواله ټولنه جوړه شوه چې د دې پوهنې له ودې او پرمختګ سره مرسته کوي او نن ورځ هم خپلې کارندویې ته دوام ورکوي. د کیمیا په څانګه کې زده کړې او پوهه د داسې نړیوالو ستونزو، لکه د اوبهوا نړیوال بدلون، د پاکو او څښاک وړ اوبو د ډاډمنو سرچینو سمبالتیا، خوراکتوکیو او انرژۍ، د ټولو انسانانو د سوکالۍ او هوساینې په خاطر د روغتیا بنښونکي چاپیریال ساتنه، او داسې نورو د حل لپاره ستر ارزښت لري. د کیمیا پوهنې د عملي لوریو له برکته دارو درمل، سونتوکي، فلزونه، لنډه دا چې د درانه او سپک صنعت ټول توکي تولیدیږي.

د ملګریو ملتو سازمان عمومي اسامبلې د ۲۰۰۸ ز کال د ډیسمبر پر ۱۹ په خپله ۲۳ غونډه کې پرېکړه وکړه او ۲۰۱۱ ز کال یې د کیمیا د نړیوال کال په توګه اعلان کړ. د ۲۰۱۱ ز کال د جنوري پر ۲۷ نېټه د فرانسې په پلازمېنه پاریس کې د یونسکو په مرکزي دوتر کې د کیمیا نړیوال کال په رسمي ډول پرانیستل شو. د تیوریکي او عملي کیمیا نړیوالې ټولنې «ایوپاک» د کیمیا د نړیوال کال لپاره دا شعار وړاندې کړی وو: «کیمیا زموږ ژوند دی، کیمیا زموږ راتلونکې ده». په اوسنۍ زمانه کې زموږ ژوند موږ ته دا راښیي چې د بشریت په پرله پسې او سمه وده کې د کیمیا پوهنې رول ډېر ارزښتناک او مهم دی.

اړینه ده وویل شي چې د «کیمیایي عنصرونه» اثر په خپرېدنه کې هڅه شوې د شونتیا تر بریده د ټولو هغو کیمیایي عنصرونو، چې تر دې مهاله کشف شوي، بشپړ پوهنیز او مالوماتي انځور وکښل شي. د دې اثر په لومړي څپرکي کې د عنصرونو دوره یي جدول، په دویم کې د دوره یي جدول ګروپونه او په دریېیم څپرکي کې هر کیمیایي عنصر جلا جلا تشریح او بیان شوی دی. په دریېیم څپرکي کې د هر کیمیایي عنصر لاتیني، انګریزي او روسی نوم هم ښودل شوی چې د انګریزي او روسي ژبو ژباړونکي او څېړونکي هم کولای شي د اړیزې پر

مهال کار ترې واخلي. د کتاب په وروستۍ یانې د «کیمیایي نومونې» تر سرلیک لاندې برخه کې هغه کیمیایي او نورې بېلابېلې نومونې مانا او تعریف شوې چې په دې اثر کې لوستونکي ورسره مخامخېدای شي. په کتاب کې د مېچولو یو شمېر هغو واحدونو لپاره چې ډېر تکرارېږي، مخفف توري کارېدلي چې د لوستونکیو پام ورته رااړوم، او هغه دا چې د سانتي ګراډ لپاره (س. ګ)، د سانتي مترمکعب لپاره (س. م. م)، د کیلوین لپاره (ک)، او د پیکومتر لپاره (پ. م) کارېدلي دي. زه باور لرم چې دا اثر به د زده کوونکیو، زده کړیالو، ښوونکیو، استادانو او نورو ټولو مینه والو لپاره ګټور وي. ستاسو ټولو د نېکمرغۍ، سوکالۍ، ښېرازۍ، روغتیا، او د پښتو ژبې د ټولیزې ودې په هیله.

محمد طاهر کاښی

روسیه- وولګینسکي

د ۱۳۹۳ لمریز کال د کب ۱۱

د ۲۰۱۵ زېږدي کال د مارچ ۲

۴۵. روډيم

روډيم د کيميايي عنصرونو د دوره يي جدول د پېنځمې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې **۴۵** او سېمبول يې **Rh** دی. د دې عنصر نوم په لاتيني ژبه کې (**Rhodium**)، په انګليسي کې (**Rhodium**) او په روسي ژبه کې (**Ро́дий**) دی. دا يو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره يې (**۲-۱۲-۷۴۴۰**) ده. دا يو کلک انتقالي فلز دی چې سپينو زرو ته ورته رنګ لري. روډيم د پلاتيني ګروپ نجيبه فلز دی.

انځور: روډيم سپينو زرو ته ورته رنګ لرونکی کلک فلز دی

تاریخچه او د نامه ریښه یې

روډیم پر ۱۸۰۳ ز کال انګلیسي پوهاند «ویلیام هایډ ولاسټون» (۱۷۶۶-۱۸۲۸) پر نړه پلاټینو د کار کولو پر مهال کشف کړ.

د روبیډیم ویې د لرغونې یونانې ژبې له (**rhodon**) څخه اخیستل شوی چې د «ګلاب» مانا لري. د روډیم (**III**) عادي مرکبونه ژور توربخون سور رنګ لري. که چیرې دا فلز په سلطاني تېزابو $HNO_۳$ + ۳ HCl کې حل شي نو کېدای شي چې ولیدل شي.

په طبیعت کې د روډیم شتون

روډیم ډېر کمېښه تیت شوی عنصر دی. په طبیعت کې یې یوازې د ^{۱۰۳}**Rh** ایزوټوپ موندل کیږي. د ځمکې په پاسني کلک قشر کې یې منځنۍ کچه د کتلې له پلوه په $۱.۱۰^{-۷}$ ($۱۰۱۰^{-۷}$) سلنه ده. په ډبرینو اسماني ډبرو کې یې کچه $۴,۸.۱۰^{-۵}$ ($۴,۸۰۱۰^{-۵}$) سلنه ده. په اولترامافیک (**Ultramafic**) غرنیو ډبرینو کتلو کې یې کچه ډېره ده. روډیم خپل مینرالونه نه لري. د سویلي امریکا په ځینو سرو زرو لرونکیو شګو کې موندل کیږي. د نیکلي او پلاټیني کاني ډبرو په ترکیب کې د ساده مرکب په ډول شتون لري. په سلو کې تر ۴۳ سلنې روډیم د مکسیکو د سرو زرو د راایستنې له کانونو څخه لاس ته راځي. همدا راز د ایریډیم **Ir** د اوسمیمي ګروپ مینرالونو په یو ډول بڼه بیز مخلوط کې تر ۳,۳ سلنې، او په مسي-نیکلي کاني ډبرو کې موندل کیږي. د اوسمیمي ایریډیم کمېښه ایریډوسمین **IrOs — Ir₃Os** مینرال له روډیم څخه تر ټولو ډېر غني دی او تر ۱۱,۳ سلنې روډیم لري.

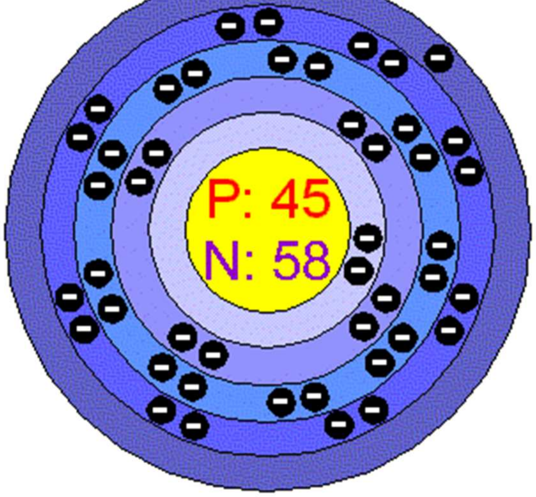
هر کال په نړۍ کې څه کم ۳۰ ټنه روډیم تولیدیږي. د دې فلز کانونه د سویلي افریقا جمهوریت، کاناډا، کولمبیا، روسیې په خاورو کې دي.

د روډيم اتوم

د روډيم د اتوم هسته له **۴۵** پروتونونو او **۵۸** نيوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې **۴۵** الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره **۵** ده. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې **۲**، په دويمه کې يې **۸**، په درېيمه کې يې **۱۸**، په څلورمه کې يې **۱۲**، او په پېنځمه انرژيکي سويه کې يې **۱** الکترون سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) **۱۰۳** دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د روډيم اتومي کتله **۱۰۲,۹۰۵۵۰** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې **[Kr] ۴d ۸ ۵s ۱** فورمول سره ښودل کېږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې **۱۳۴** پ. م دی.



انځور: د روډيم د اتوم جوړښت

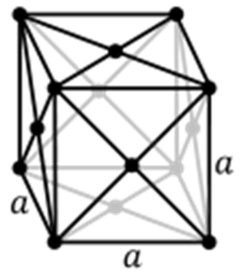
فیزیکي خواص یې

- د روډیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۱۲,۴۱** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۱۹۶۴** ده. (د ک په شمېر **۲۲۳۷** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۳۶۹۵** ده. (د ک په شمېر **۳۹۶۸** ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۲۱,۸** کیلوجوله\موله دی.
- د براس تودوالی یې **۴۹۴** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۴,۹۵** جوله\(کیلوین.موله) دی.
- مولي حجم یې **۸,۳** س. م. م \موله دی.

روډیم یو کلک فلز دی، چې سپینو زرو ته ورته رنگ لري. د لیدلو وړ طیف (سپیکټروم) برخه یې د الکترومقناطیسي وړانگو د غبرگون لوړ ضریب لري، ځکه خو د «سرسري، سطحي» هېندارو په جوړولو کې کارېږي.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د روډیم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې a=۳,۸۰۳ انگستromه دی.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې ۴۸۰ کیلوینه ده.



انځور: د روډیم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري

کیمیايي خواص يې

- د روډيم کووالینسي نیم قطر **۱۲۵** پ. م دی.
- د ایون نیم قطر یې (e ۳+) **۶۸** پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې **۲,۲۸** پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک یې صفر ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۰ ، ۱، ۲ ، ۳ ، ۴ ، **۵** دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې **۷۱۹,۵** کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (**۷,۴۶**) الکترون ولټه ده.

روډیم یو نجیبه فلز دی، د کیمیایي پایدارۍ له پلوه په ډېرې زنګ وهونکیو چاپیریالونو کې تر پلاتینو مخکې دی. په سلطاني تېزابو کې د ایشولو پر مهال حلیږي، په ویلې شوي پوتاسیم بي سولفاټ $KHSO_4$ ، په ټینګ سولفوریک اسیډ H_2SO_4 کې د تودولو پر مهال، همدا راز په الکتروکیمیایي ډول د هایډروجن پراکسایډ H_2O_2 او سولفوریک اسیډ په مخلوط کې حلیږي.

دا فلز ډېره کیمیايي پایداري لري. له نافلزونو سره یوازې د تودوخې ورکولو پر مهال د سره رنګ د خپلولو په حالت کې تعامل کوي. ووړ شوی (ډېر ووړ میده شوی) روډیم ورو

ورو یوازې تر ۷۰۰ س. گ لوړو درجو تودوخه کې اکسایډ کیږي او روډیم (III) اکسایډ Rh_2O_3 جوړوي چې د کیمیاوي تعامل معادله یې دا ده:

$$4Rh + 3O_2 \rightarrow 2Rh_2O_3$$

روډیم ته د تودوخې ورکولو پر مهال ورو ورو له ټینګ سولفوریک اسیډ H_2SO_4، سوډیم هایپوکلوریټ NaClO ، او هایډروجن برومایډ HBr سره تعامل کوي. د ډېرې تودوخې ورکولو پر مهال له ویلي شوي پوتاسیم بي سولفاټ $KHSO_4$ ، سوډیم پراکسایډ Na_2O_2 او باریم پراکسایډ BaO_2 سره تعامل کوي چې معادلې یې دا دي:

$$2Rh + 6KHSO_4 \rightarrow 2K_3[Rh(SO_4)_3] + 3H_2$$

$$2Rh + 3BaO_2 \rightarrow Rh_2O_3 + 3BaO$$

د الکلي فلزونو د کلورایډونو په شتون کې، هغه مهال کله چې د $[RhX_6]^{3-}$ د مجموعو د جوړولو شونتیا وي، روډیم له کلورینو Cl_2 سره تعامل کوي، د ساري په توګه:

$$2Rh + 6NaCl + Cl_2 \rightarrow 2Na_3[RhCl_6]$$

روډیم (III) هایډروکسایډ $Rh(OH)_3$ او روډیم (III) اکسایډ Rh_2O_3 بنسټیز خواص ښیي، له تېزابونو سره د تعامل کولو په پایله کې د روډیم (III) مجموعې جوړوي:

$$Rh_2O_3 + 12HCl \rightarrow 2H_3[RhCl_6] + 3H_2O$$

دا فلز د اکسایډ جوړولو لوړه درجه ۶+ په هیګزافلورایډ RhF_6 کې ښیي، او همدغه روډیم هیګزافلورایډ RhF_6 په فلورینو F_2 کې د روډیم د سیده سوځونې په پایله کې جوړیږي. دا مرکب پایدار نه دی. د اوبو د بړاسونو په نه شتون کې هیګزافلورایډ له نرې کلورینو Cl_2 سره اکسایډ کوي:

$$2RhF_6 + 3Cl_2 \rightarrow 2RhF_3 + 6ClF$$

روډيم د اکسايډ جوړولو په ټيټو ۱+ او ۲+ درجو کې مجموعي مرکبونه جوړوي.

ايزوټوپونه يې

طبيعي روډيم يوازې له يوه پايښت لرونکي ايزوټوپه جوړ دی او هغه د ^{103}Rh ايزوټوپ دی. نور ۳۳ ايزوټوپونه يې ټول راديواکتيفي دي. له راديواکتيفي ايزوټوپونو څخه يې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي يو روډيم-۱۰۱ دی چې نيمايي عمر يې ۳,۳ کاله دی. بل يې روډيم-۱۰۲ دی چې نيمايي عمر يې ۲۰۷ ورځې دی. بل يې د روډيم-۹۹ ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر ۱۲,۱ ورځې دی. بل يې د د روډيم-۱۰۰ ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر ۲۰,۸ ساعته دی. بل يې د روډيم- ۱۰۵ ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۳۵,۳۶ ساعته دی. د نورو ډېری ايزوټوپونو نيمايي عمر تر يې يوه ساعته لنډ دی.

تر يوازيني پايښت لرونکي ايزوټوپه روډيم-۱۰۳ مخکې راديواکتيفي ايزوټوپونو د تجزيې ډول يې په ټوله کې نيوتروني اشغال دی، او تر ۱۰۳ شمېرې ايزوټوپه وروسته راديواکتيفي ايزوټوپونو د تجزيې ډول يې ببتا- منفي-تجزيه دی. تر ۱۰۳ شمېرې مخکې راديواکتيفي ايزوټوپونو د تجزيې په پايله کې يې د روټينيم Ru ايزوټوپونه جوړيږي. تر ۱۰۳ شمېرې ايزوټوپه وروسته راديواکتيفي ايزوټوپونو د تجزيې په پايله کې يې د پالاډيم Pd ايزوټوپونه جوړيږي.

روډيم همدا راز ۲۴ هسته يي ايزوميرونه هم لري چې تر ټولو ډېر پايښت لرونکي يې يو د ^{102m}Ru ايزومير دی چې نيمايي عمر يې ۲۰۷ ورځې دی، او بل يې د ^{101m}Rh ايزومير دی چې نيمايي عمر يې ۴,۳۴ ورځې دی. د روډيم د پېژندل شويو ايزوټوپونو د کتلو شمېرې له ۸۹ پيل او پر ۱۲۲ پای ته رسيږي.

کارونه یې

- د روډیم د ټول تولید ۸۱ سلنه د کتالیسټ په توګه کاریږي.
- د روډیم او پلاتینو ګډوله فلز د نایټریک اسیډ HNO_3 د تولید لپاره ډېر اغېزمن کتالیسټ دی البته د هوا د امونیا NH_3 په اکسایډ کولو سره او تر اوسه په دې برخه کې د کارونې بلونج (بدیل) نه لري.
- روډیم د ښیښې په تولید کې کاریږي. د اوبلنو کریستالي جوړښتونو د تولید د زیاتوالي لامله د روډیم کارونه په چټکۍ سره زیاتیږي. پر ۲۰۰۳ ز کال د ښیښې په تولید کې ۰،۸۱ ټنه روډیم او پر ۲۰۰۵ ز کال ۱،۵۵ ټنه روډیم کارېدلی دی.
- فلزي روډیم د هېندارو، د پیاوړیو لایزري سېستمونو په تولید کې کاریږي.
- د روډیم او پلاتینو له ګډوله فلز څخه جوړ شوي لوښي په لابراتواري څېړنو کې، د ځینو قیمتي ډبرو او الکترواوپتیکي کریستالونو د ودې (جوړولو) لپاره کاریږي.
- له روډیم څخه جوړې شوې کشفوونکې الې او حسګرونه په اټومي بټیو کې د نیوتروني بهیر د اندازه کولو لپاره کاریږي.

۴۶. پالاډیم

پالاډیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د پېنځمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۴۶ او سېمبول یې **Pd** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Palladium**)، په انګلیسي کې (**Palladium**) او په روسي ژبه کې (**Паллáдий**) دی. دا یو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (۳-۰۵-۷۴۴۰) ده. دا د ځټک وهلو تاب لرونکی انتقالي، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی. پالاډیم د پلاتیني ګروپ نجیبه فلز دی.

انځور: پلاډیم سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی، نرم، د څټک وهلو وړتیا لرونکی فلز دی

تاریخچه یې

پلاډیم لومړی ځل پر ۱۸۰۳ ز کال انګلیسي کیمیاپوه «ویلیام هایډ ولاستون» (۱۷۶۶-۱۸۲۸) کشف کړی دی. نوموړي دا عنصر له هغې پلاتین لرونکې کانې ډبرې څخه بېل کړ چې ده له سویلي امریکا راوړې وه.

د دې عنصر د بېلولو لپاره «ولاستون» کاني ډبره په سلطاني تېزابو $3\ HCl + HNO_3$ کې حل کړه، تېزاب یې د سوډیم هایډروکسایډ NaOH د محلول پر مټ خنثا کړل، تر دې وروسته یې د امونیم کلورایډ NH_4Cl (نوشادر) د اغېز پر مټ پلاتین له محلول څخه ختېبل کړل (امونیم کلوروپلاټیناټ $(NH_4)_2PtCl_6$ ختېبل کیږي). تر دې وروسته محلول ته د سیمابو سیانیډ $Hg(CN)_2$ وراضافه شوی وو او د پلاډیم سیانیډ یې جوړ کړی وو. بیا یې د پلاډیم سیانیډ ته تودوخه ورکړې وه او تر دې وروسته یې نږه پلاډیم لاس ته راوړی وو.

د نامه ریښه یې

د پالاډیم ویې د «پالاس» په نامه کوشني ستوري، چې پر ۱۸۰۲ ز کال د الماني ستورپوه «هاینریش ویلهلم اولبرس» له خوا کشف شوی وو، له نامه څخه اخیستل شوی دی. یانې نوموړی کوشنی ستوری د پالاډیم عنصر تر کشف لږ مخکې کشف شوی وو. پخپله د «پالاس» کوشنی ستوری بیا په لرغونیو یوناني اسطورو کې د منظمې جګړې او اتن ښار ساتونکې خدایګوټې (الهه) اتنا د خور «پالادا» په ویاړ نومول شوی وو. پالاډیم د نامتو «پالادا» د اتنا لرګین انځور وو چې له اسمانه رالوېدلی وو. د «تروا» د نه ماتېدنې (نه مغلوبېدنې) له شرایطو څخه یو شرط وو. «تروا» وروسته تر هغه ماتې وخوړه کله چې د دغې الهې مینه والو «اودیسیوس» او «دیومیدس» د شپېنې برید پر مهال «پالادا» وترونښله (وتښتوله).

لاس ته راوړل یې

پالاډیم د نیکلو، سپینو زرو او مسو د سولفیډي کاني ډېرو له چاڼلو او نړه کولو څخه لاس ته راځي.

ایزوټوپونه یې

طبیعي پالاډیم له ۲ پایښت لرونکیو ایزوټوپونو جوړ دی او هغه د ^{۱۰۲}**Pd**، ^{۱۰۴}**Pd**، ^{۱۰۵}**Pd**، ^{۱۰۶}**Pd**، ^{۱۰۸}**Pd**، ^{۱۱۰}**Pd** ایزوټوپونه دي. له رادیواکتیفي (بې پایښته) ایزوټوپونو څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{۱۰۷}**Pd** ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۶,۵** میلیونه کاله دی. بل یې د ^{۱۰۳}**Pd** ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۷ ورځې دی. بل یې د ^{۱۰۰}**Pd** ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۳,۶۳** ورځې دی. بل یې هم د ^{۱۱۲}**Pd** ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۲۱ ساعته دی. بل یې د ^{۱۰۹}**Pd** ایزوټوپ دی چې نیمایي

عمر یې ۱۳,۷ ساعته دی. بل یې د ^{101}Pd ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۸,۴۷ ساعته دی. د نورو ډېرو ایزوټوپونو نیمايي عمر یې تر نیم ساعت هم لنډ دی.

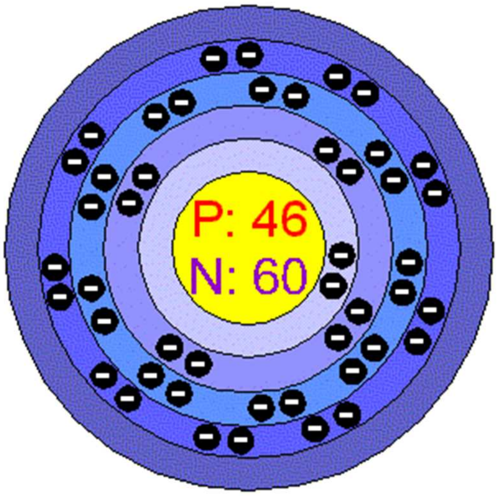
تر پالاډیم-۱۰۲ پاینبت لرونکي ایزوټوپه مخکې رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې ډول الکتروني اشغال دی، او تر ۱۰۲ شمېرې وروسته رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې ډول بېتا - منفي-تجزیه دی. تر ۱۰۲ شمېرې ایزوټوپه مخکې رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې په پایله کې د روډیم Rh ایزوټوپونه جوړېږي، او تر ۱۰۲ شمېرې ایزوټوپه وروسته رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې په پایله کې د سپینو زرو Ag ایزوټوپونه جوړېږي. د دې عنصر د ټولو پېژندل شویو ایزوټوپونو شمېر ۳۷ ته رسیږي چې د اتومي کتلو شمېرې یې له ۹۱ څخه پیل او پر ۱۲۸ پای ته رسیږي.

د پالاډیم اتوم

د پالاډیم د اتوم هسته له ۴۶ پروتونونو او ۶۰ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۴۶ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۵ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې هم ۱۸، خو په پېنځمه انرژیکي سویه کې الکترونونه نه لري. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۰۲ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د پالاډیم اتومي کتله ۱۰۲,۴۲ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[Kr]\ 4d^{10}$ سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیم قطر یې ۱۳۷ پ. م دی.



انځور: د پلاډيم د اتوم جوړښت

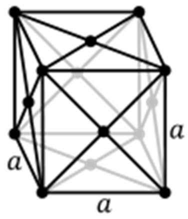
فيزيکي خواص يې

- د پلاډيم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې ۱۲,۰۲ گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۱۵۵۴,۹** ده. (د ک په شمېر **۱۸۲۸,۰۵** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۲۹۶۳** ده. (د ک په شمېر **۳۲۳۶** ده).
- د ويلي کېدو تودوالی يې **۱۷,۲۴** کيلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی يې **۳۷۲,۴** کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې **۲۵,۸** جوله\(کيلوين. موله) دی.
- مولي حجم يې **۸,۹** س. م. م \موله دی.

پالاډیم یو انتقالي، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی. دا یو کړېدونکی د کږولو وړ فلز دی، که د نیکلو، کوبالټو، روډیمو، یا روتېنیمو میکروزیاتونه پرې وشي نو میخانیکي کیفیت یې ښه کیږي او کلکوالی یې زیاتیږي.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د پالاډیم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې ۳,۸۹۰ انګسترومه دي.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې ۲۷۴ کیلوینه ده.



انځور: د پالاډیم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري

کیمیایي خواص یې

- د پالاډیم کووالینسي نیم قطر ۱۲۸ پ. م دی.
- د ایون نیم قطر یې (e۴+) ۶۵ (e۲+) ۸۰ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۲,۲۰ پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک یې صفر ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۰ ، ۱+، ۲+، ۳+، ۴+، ۵+، ۲+ دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۸۰۳,۵ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۸,۳۳) الکترون ولټه ده.

پالاډيم **Pd** له اوبو **H_2O**، له نري شويو تېزابونو ، الکليو ، او د امونيا له محلول سره تعامل نه کوي. له ټينګو مالګې تېزابو **HCl** او نايټريک اسيډ **HNO_3**، سلطاني تېزابو **HNO_3 + ۳ HCl**، هالوجينونو او سولفور **S** سره تعامل کوي. له پوتاسيم بي سولفاټ **$KHSO_4$** سره د ويلي کولو پر مهال اکسايډ جوړوي:

$$Pd + 2HCl + Cl_2 \rightarrow H_2[PdCl_4]$$

$$Pd + 2HCl + 2Cl_2 \rightarrow H_2[PdCl_6]$$

$$Pd + 4HNO_3 \rightarrow Pd(NO_3)_2 + 2NO_2 \uparrow +2H_2O$$

کارونه يې

پالاډيم زياتره د کتاليسټ په توګه کارېږي، په تېره بيا د ترانس غوړيو (غير اشباع غوړي) او د پيټرولو په (**cracking**) کې. د پالاډيم کلورايډ د کتاليسټ په توګه، په هوا يا د ګازونو په مخلوطونو کې د کاربون مونوکسايډ **CO** د ډېرې لږې کچې (ميکرواندازې) د کشف لپاره کارېږي.

لکه څنګه چې هايډروجن **H_2** تر پالاډيم ډېر ښه تېرېږي او ورسره ګډېږي، نو پالاډيم د هايډروجن د ژورې پاکونې او نرې کولو لپاره کارېږي. همدا راز دا فلز دا وړتيا لري چې هايډروجن سره راټول او يو ځای زېرمه کړي او بېرته خپل لومړنی حالت خپل کړي. د قيمتي پالاډيم لپاره له وتې څخه د کار اخيستلو (اقتصادي کولو) په موخه په توليد کې د هايډروجن لپاره ممبران او د هايډروجن د ايزوټوپونو د بېلولو لپاره له نورو فلزونو سره د ده د ګډوله فلز جوړولو لار موندل شوې، تر ټولو ډېر اغېزمن او اقتصادي يې له ايټريم **Y** سره د پالاډيم ګډوله فلز دی.

د زرگرۍ په چارو کې : پالاډيم د زرگرۍ په چارو کې د ساري په توګه د سرو زرو - پالاډيم د ګډوله فلز په لاس ته راوړلو کې کارېږي چې «د سپينو سرو زرو» په نامه يې يادوي. په ټوله کې پالاډيم دا وړتيا لري چې په ډېره کچه (۱ سلنه) هم کولای شي د سرو زرو رنګ سپينو زرو ته ورته په سپين رنګ بدل کړي. په زرګرۍ کې له سپينو زرو سره د پالاډيم د ګډوله فلزونو ۵۰۰ شمېره او ۸۵۰ شمېره ګډوله فلزونه ډېر نامتو دي. له پالاډيم څخه کله کله په لږ شمېر يادګاري ايکۍ (سکې) هم وهل کيږي.

۴۷. سپين زر

سپين زر د کيميايي عنصرونو د دوره يي جدول د پېنځمې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې ۴۷ او سېمبول يې **Ag** دی. د دې عنصر نوم په لاتيني ژبه کې (**Argentum**)، په انګليسي کې (**Silver**) او په روسي ژبه کې (**Серебро́**) دی. سپين زر يو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (AS) شمېره يې (۴-۲۲-۷۴۴۰) ده. دا د ځټک وهلو تاب لرونکی، کږېدونکی، سپين رنګ لرونکی نجيبه فلز دی.

انځور: سپين زر يو نرم، سپين رنګ لرونکی نجيبه فلز دی

تاریخچه یې

سپین زر بشریت له لرغونیو زمانو راهیسې پېژني. دا له دې کبله چې سپین زر پر خپل مهال لکه د سرو زرو په څېر په نړه ډول ډېر موندل کېدل او د سپینو زرو لرونکیو کاني ډبرو څخه یې راایستلو او ویلي کولو ته اړتیا نه پیدا کېده. له همدې لامله د بېلابېلو ولسونو په کولتوري دودونو کې سپینو زرو ډېر لوی رول لوباوه. په اشور (اشوریه) او بابل کې سپین زر سپېڅلی فلز ګڼل کېده او د سپوږمۍ سېمبول وو. په منځنیو پېړیو کې د کیمیاګرو په منځ کې سپینو زرو ډېر نامتووالی درلود. د ۱۳ ز پېړۍ له منځنیو څخه د لوښیو جوړولو لپاره یو دودیز فلز وو. سربېره پر دې سپین زر تر ننه د ایکیو (سکو) په وهلو کې هم کاریږي.

د نامه ریښه یې

دا څرګنده ده چې په روسي ژبه کې د «سېرېبرو» (серебро)، د پولېنډي ژبې (srebro)، د بلغاریایي ژبې (сребро)، د زړې سلاویاني ژبې (сьребро) د سلاویني موریني ژبې له (sьrebro) څخه سرچینه اخلي چې د بالتیکي ژبو (د لیتوانیایي ژبې له (sidabras)، د لرغونې پروسي ژبې (sirablan)) سره او جرمني ژبو (د ګوتیک ژبې له (silubr)، د الماني ژبې له (Silber)، د انګلیسي ژبې له (silver) سره معادله ده. د جرمني- بالتیکي- سلاویاني ژبو له کړۍ څخه بهر د دې کلمې ریښه پېژندنه (ایتیمالوجي) نامالومه ده، خو داسې اټکل کیږي چې یا خو به د اناتولي ژبو له (subau-ro) چې د «ځلاند، ځلا لرونکي» په مانا دی، یا خو به د نږدې ختیځ له ژبو (اکدي ژبې له (sarpu)) څخه چې «د پاکو سپینو زرو» په مانا دی، یا به د اکدي ژبې له (sarapu) چې د «پاکولو، ویلي کولو» په مانا دی، یا به هم د لرغونې اروپا له هندواروپایي ژبو څخه مخکینیو ژبو (د باسکي ژبې له (zilar)) څخه اخیستل شوې وي.

سپین زر په یوناني ژبه کې د «**árgyros**» «ارگیروس» په نامه یادیږي چې له «***H₂ergó-,**» «***H₂ergí-**» هندواروپایي ریښې څخه اخیستل شوې او د «سپین»، «ځلاند» په مانا ده. د سپینو زرو لاتیني نوم «**argentum**» هم له همدغې ریښې څخه اخیستل شوی دی.

په طبیعت کې د سپینو زرو شتون

د شوروي اتحاد جیوکیمیاپوه، د شوروي اتحاد د پوهنو اکاډیمۍ د اکاډمیسین «الېکساندر پاولوویچ وینوگرادوف» (**۱۸۹۵-۱۹۷۵**) له څېړنو سره سم د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د سپینو زرو کچه په یو ټن کې ۷۰ میلي گرامه ده. د دې فلز تر ټولو ډېره کچه د شیست غرنیو ډبرو په ختمینو بڼو کې شتون لري او کچه یې په یو ټن کې یو ۱ گرام ته رسیږي. سپین زر د ایونونو ټیټ انرژیکي شاخص لري چې د دې عنصر د بڼې ډېر لږ یو ډول والی (ایزومورفیزم) او په پرتلیزه توگه په ستونزې سره د نورو مینرالونو په جالۍ کې ننوتنه ښيي. یوازې د سپینو زرو او سرپو د ایونونو د بڼې تلپاتې یو ډول والی لیدل کیږي. د سپینو زرو ایونونه په طبیعت کې د نږه سرو زرو سولفیډونو او د مسو د سولفیډي مالگو په جالۍ کې گډون لري . همدا رنگه د ټیلوریډونو په ترکیب کې، د وده موندونکیو، په ځینو حالاتو کې پولي میټالیکو او په تېره بیا د سرو زرو- سولفیډي او د سرو زرو-کوارتزي پیدا کېدو ځایونو کې شتون لري.

د نجیبه او رنگه فلزونو ټاکلې برخه په طبیعت کې په نږه بڼه موندل کیږي. دا فاکټونه په لاسوندونو سره پاخه شوي چې په طبیعت کې د نږه سپینو زرو ډېرې لویې ټوټې موندل شوې دي. د ساري په توگه پر ۱۴۷۷ ز کال د اوسني چېک او المان ترمنځ د پولې په سیمه کې د «سپېځلي گیورگي» په کان کې د نږه سپینو زرو یوه دومره لویه ټوټه موندل شوې وه چې وزن یې ۲۰ ټنه وو. د سپینو زرو پر دې ستره ټوټه، چې کچه یې ۲,۲×۱ x ۱ متره وه، لومړی له پاسه جشني غرمنۍ وخوړل شوه. تر دې وروسته یې په وړو ټوټو سره ماته کړه او ویې تلله. د ډنمارک د کوپن هاگن په موزیم کې د سپینو زرو یوه ټوټه ایښودل شوې چې

وزن یې **۲۵۴** کیلوګرامه دی. د سپینو زرو دا ټوټه پر **۱۶۶۶** ز کال د ناروې په «کونګسبرګ» کان کې موندل شوې وه. د دې نجیبه او قیمتي فلز لویې ټوټې په نورو لویو وچو کې هم موندل شوې. په اوسني وخت کې د کاناډا د پارلمان په ودانۍ کې د سپینو زرو داسې نږه پاڼې خوندي دي چې وزن یې **۶۱۲** کیلوګرامه دی. دا پاڼې د کاناډا د کوبالټو په کان کې موندل شوې وې. د سپینو زرو یوه بله پاڼه چې په همدغه کان کې موندل شوې او د خپل لویوالي لامله پرې د «له سپینو زرو جوړه شوې د پلیو لار» نوم اېښودل شوی، نږدې **۳۰** متره اوږده وه او وزن یې **۲۰** ټنه وو. خو د سپینو زرو له ډېرو لویو موندل شویو ټوټو سره سره اړینه ده وویل شي چې د دې فلز کیمیایي فعالیت د سرو زرو تر کیمیایي فعالیته ډېر دی او له همدې لامله په طبیعت کې په نږه بڼه لږ موندل کیږي. د همدغه علت له کبله د سپینو زرو د حلېدو وړتیا د سرو زرو تر هغې زیاته ده او په دریابي (سمندري) اوبو کې یې کچه د سرو زرو په پرتله ډېره ده (د سپنیو زرو کچه په یو لیتر سمندري اوبو کې **۰،۰۴** میکروګرامه ده، خو د سرو زرو هغه په یو لیتر کې **۰،۰۰۴** میکروګرامه ده).

د سپینو زرو څه د پاسه **۵۰** مینرالونه پېژندل شوي او دا لاندیني مینرالونه یې تر ټولو ډېر صنعتي ارزښت لري:

- په طبیعت کې نږه موندل کېدونکي سپین زر؛
- الکتروم **Au•Ag** (سره زر-سپین زر)؛
- کیوستیلیټ **Ag_3Au** (سپین زر-سره زر)؛
- ارګینټیټ **Ag_2S** (سپین زر-سولفور)؛
- پروستیټ **Ag_3AsS_3** (سپین زر-ارسینیک-سولفور)؛
- برومارګیریټ **AgBr** (سپین زر-برومین)؛
- کلورارګیریټ **AgCl** (سپین زر-کلورین)؛
- پیرارګیریټ **Ag_3SbS_3** (سپین زر-انټیموني-سولفور)؛
- سټیفانیټ **Ag_5SbS_4** (سپین زر-انټیموني-سولفور)؛

- پولي بازيټ $Cu(Ag,Cu)_6Ag_9Sb_2S_{11}$ (سپین زر-مس-انټیموني-سولفور)؛
- فريبرګيټ $Ag_6Cu_4Fe_2Sb_4S_{13}$ (مس- سولفور-سپین زر)؛
- ارګینټوجاروزيټ $AgFe_3(SO_4)_2(OH)_6$ (سپین زر- وسپنه-سولفور)؛
- ډيسکرازيټ Ag_3Sb (سپین زر- انټیموني)؛
- اګويلاريټ Ag_4SeS (سپین زر-سیلینیم-سولفور) او نور.

انځور: الکتروم Au•Ag د سپینو او سرو زرو ګډ مینرال دی چې د سپینو زرو کچه پکې له ۱۵ تر ۵۰ سلنې وي

کانونه يې

د سپينو زرو تر ټولو ډېر لوی کانونه په دې هېوادو کې دي لکه جرمني، اسپانيا، پيرو، چيلي، مکسيکو، چين، کاناډا، د امريکا متحد ايالتونه، استراليا، پولنډ، روسيه، قزاقستان، رومانيا، سويډن، چېک جمهوريت، سلواکيا، اتريش، هنګري، او ناروي.

همدا راز په داسې هېوادو لکه ارمنستان، قبرس او د ایټالیا د ساردینیا ټاپو کې هم شتون لري.

ایزوټوپونه یې

د سپینو زرو عنصر له دوو طبیعي پایښت لرونکیو ایزوټوپونو جوړ دی او هغه ^{107}Ag او ^{109}Ag ایزوټوپونه دي . د سپینو زرو-۱۰۷ ایزوټوپ یې په طبیعت کې تر ټولو ډېر او ډېروالی یې **۵۱,۸۳۹** سلنې ته رسیږي. دا فلز نور ۲۸ رادیواکتیفي ایزوټوپونه هم لري او پېژندل شوي دي. له دې بې پایښته ایزوټوپونو څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{105}Ag ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۴۱,۲۹** ورځې دی. بل یې د ^{111}Ag ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۷,۴۵** ورځې دی. بل یې د ^{112}Ag ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۳,۱۳** ساعته دی. د نورو ټولو رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر یوه ساعته لنډ دی، د ډېری هغو نیمایي عمر یې تر **۳** دقیقو هم لنډ دی. دا عنصر ګڼ شمېر هسته یي ایزومیرونه هم لري چې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یې یو د ^{108m}Ag ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې **۴۱۸** کاله دی. بل یې د ^{110m}Ag ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې **۲۴۹,۷۹** ورځې دی، او بل یې هم د ^{106m}Ag ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې **۸,۲۸** ورځې دی.

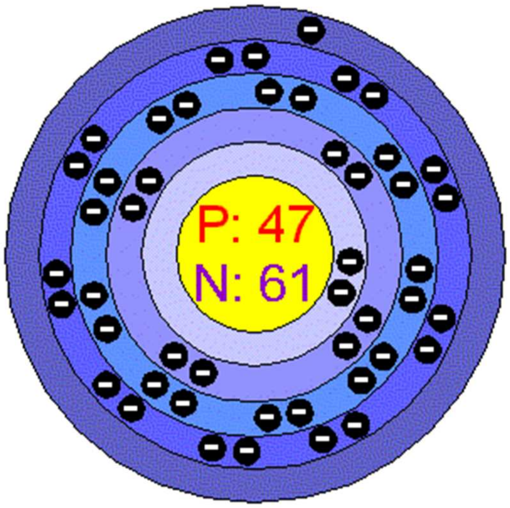
د دې عنصر تر ۱۰۷ شمېرې پایښت لرونکي ایزوټوپه مخکې رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې ډول الکتروني اشغال دی او تر همدې۱۰۷ شمېرې ایزوټوپه وروسته رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې ډول بېتا-منفي-تجزیه دی . تر ۱۰۷ شمېرې مخکي رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې په پایله کې د پالاډیم **Pd** ایزوټوپونونه جوړیږي . تر همدغه ۱۰۷ شمېرې ایزوټوپه وروسته رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې په پایله کې د کاډمیم **Cd** ایزوټوپونه جوړیږي. د دې عنصر د ټولو پېژندل شویو ایزوټوپونو دکتلو شمېرې له **۹۳** څخه پیل او پر ۱۳۰ پای ته رسیږي.

د سپینو زرو اتوم

د سپینو زرو د اتوم هسته له **۴۷** پروتونونو او **۶۱** نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې **۴۷** الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم **۵** انرژیکي سویې لري، په بله وینا د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره یې **۵** ده . د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې هم ۱۸، او په پېنځمه انرژیکي سویه کې یې ۱ الکترون سره وېشل شوي دي . د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۰۸ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د سپینو زرو اتومي کتله ۱۰۷,۸۶۸۲ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول **[Kr] ٤d¹⁰ ٥s¹** سره ښودل کېږي.
- د اتوم نیمايي قطر یې ۱۴۴ پ. م دی.



انځور: د سپینو زرو د اتوم جوړښت

فیزیکی خواص یې

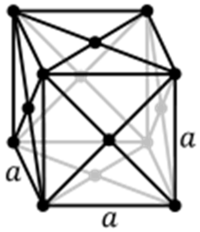
- د سپینو زرو کثافت په عادي شرایطو کې په یو س.م.م کې **۱۰,۵** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۹۶۱,۷۸** ده. (د ک په شمېر **۱۲۳۴,۹۳** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س.گ په شمېر **۲۱۶۲** ده. (د ک په شمېر **۲۴۳۵** ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۱۱,۹۵** کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې **۲۵۴,۱** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۵,۳۲** جوله\(کیلوین.موله) دی.
- مولي حجم یې **۱۰,۳** س. م.م\موله دی.

نره سپین زر ډېر درانه دي، تر سرپو سپک خو تر مسو درانه دي. دا فلز د کښولو راکښولو ډېره وړتیا لري؛ د رڼا د غبرگون ضریب یې ۱۰۰ سلنې ته نږدې دی. د کاغذ په څېر د سپینو زرو نری پاڼه باندې د رڼا تېرېدو پر مهال پاڼه د چونیا رنگ لري. د مهال په تېرېدو سره فلز خپ کیږي، په هوا کې له لږ لږ شته هایډروجن سولفیډ H_2S سره تعامل کوي او د سپینو زرو سولفیډ Ag_2S نری قشر جوړوي. دا نری قشر فلز ته یو ځانگړی گلابي وزمه رنگ ورکوي. سپین زر د فلزونو له شمېر څخه د تودوخې تېرولو تر ټولو ډېره وړتیا لري. د کوټې د هوا د تودوخې په درجو کې تر ټولو پېژندل شویو فلزونو د برېښنا تېرولو ډېره وړتیا لري. د برېښنا منځنی مقاومت یې د تودوخې په ۲۰ س. گ درجو کې $۱,۵۹\cdot۱۰^{-۸}$ اوم متره (Ом·м) دی. په پرتلیزه توگه د ویلي کېدو لوړې درجې درلودونکی دی.

د سپینو زرو د بلوري جالۍ جوړښت:

- د سپینو زرو د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري.

- د جالۍ پارامترونه يې ۴,۰۸۲ انگسترومه دی.
- د ډيپای د تودوخې درجه يې ۲۲۵ کيلوينه ده.



انځور: د سپينو زرو د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري

انځور: په طبېعت کې موندل شوي نږه سپين زر

کيميايي خواص يې

- د سپينو زرو کووالينسي نيم قطر يې ۱۳۴ پ. م دی.
- د ايون نيم قطر يې (e۲+) ۸۹ (e۱+) ۱۲۲ پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې ۱,۹۳ پاولينگه دی.
- الکترودي ځواک يې ۰,۷۹۹+ ولته دی.

- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۲ ، ۱ دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې **۷۳۰,۵** کیلوجوله\موله ده. (الکترون ولټه) ده. د دویم الکترون یې **۲۰۷۰** کیلوجوله\موله (الکترون ولټه) ده. د دریم الکترون یې **۳۳۶۱** کیلوجوله\موله(الکترون ولټه) ده.

سپین زر په داسې حال کې چې یو نجیبه فلز دی، په پرتلیزه توگه یې د **تعامل** کولو وړتیا ټیټه ده. دا فلز د مالگې په تېزابو (هایډروکلوریک اسیډ **HCl**) او نري شوي سولفوریک اسیډ **H_2SO_4** کې نه حلیږي. خو په اکسایډي چاپیریال، لکه نایټریک اسیډ **HNO_3**، په سور شوي ټینگ سولفوریک اسیډ **H_2SO_4** ، همدا راز له مالگې تېزابو **HCl** سره د ازاد اکسیجن په شتون کې سپین زر حلیږي:

$$Ag + 2HNO_{3(conc)} = AgNO_3 + NO_2\uparrow + H_2O$$

سپین زر د وسپنې کلوراید **$FeCl_3$** کې حلیږي چې د سولوونکي (توروونکی) توکي (د سامان الاتو یا کومو پرزو د پاسني قشر د لري کولو او سولولو) لپاره کاریږي:

$$Ag + FeCl_3 = AgCl + FeCl_2$$

سپین زر همدا راز په اسانۍ په سیمابو **Hg** کې ویلي کیږي او د سیمابو او سپینو زرو مایع گډوله فلز (امالگام) جوړوي.

دا فلز ان د تودوخې په لوړو درجو کې هم له اکسیجن **O_2** سره اکسایډ نه کوي، خو د نري قشر په بڼه کېدای شي چې له اکسیجني پلازما سره یا له ازون **O_3** سره د چوڼیا له پاسه وړانگې (**Ultraviolet**) د اخیستو په صورت کې اکسایډ جوړ کړي. په لنده هوا کې د دوه ظرفیتي سولفور (هایډروجن سولفیډ **H_2S** ، سوډیم تیوسولفاټ **$Na_2S_2O_3$**، ربړ) ان د ډېرې لږې کچې په شتون سره هم د سپینو زرو د لږ حلېدونکي سولفیډ **Ag_2S** ډېر نری قشر

جوړوي چې له سپینو زرو جوړو شویو څیزونو ته خپ غونډې رنګ ورکوي (پیکه کوي یې):

$$4Ag + 2H_2S + O_2 = 2Ag_2S + 2H_2O$$

د اکسیجن په نه شتون کې له هایډروجن سولفیډ **H_2S** سره تعامل کوي او د سپینو زرو سولفیډ **Ag_2S** جوړوي، چې معادله یې دا ده:

$$2Ag + H_2S = Ag_2S + H_2\uparrow$$

ازاد هالوجینونه په اسانۍ له سپینو زرو **Ag** سره تر هالیډونو پورې اکسایډ جوړوي، په دې لاندې تعامل کې یې له ایوډینو **I_2** سره د اکسایډ کولو بېلګه راغلې چې په پایله کې یې د سپینو زرو ایوډایډ **AgI** جوړ کړی:

$$2Ag + I_2 = 2AgI$$

خو په رڼا کې دا تعامل بېرته راستنیږي او د سپینو زرو هالیډونه (پرته له فلورایډه) ورو ورو تجزیه کیږي. که چیرې سپینو زرو ته له سولفور **S** سره یو ځای تودوخه ورکړ شي نو د سپینو زرو سولفیډ **Ag_2S** جوړیږي چې د تعامل معادله یې دا ده:

$$2Ag + S = Ag_2S$$

سپین زر له سرو زرو څخه په توپیر کې په سلطاني تېزابو **HNO_3 + ۳ HCl** کې نه حلیږي، ځکه چې له پاسه پرې د کلورایډ نری قشر جوړیږي او همدغه قشر یې د حلېدو مخنیوی کوي.

په مرکبونو کې د سپینو زرو د اکسایډ کولو تر ټولو ډېره پایداره درجه ۱+ ده. د امونیا **NH_3** په شتون کې د سپینو زرو **(I)** مرکبونه په اوبو کې په اسانۍ حلېدونکې مجموعه

$[Ag(NH_3)_2]^+$ ورکوي. همدا راز دا فلز له سیانیډونو او تیوسولفاټونو سره هم مجموعې جوړوي . مجموعې د سپینو زرو د لږ حلېدونکیو مرکبونو د حلولو او له سپینو زرو لرونکیو کانې ډېرو څخه د سپینو زرو د راایستلو لپاره کارېږي. د اکسایډ جوړولو لوړې درجې یانې ۲+ او ۳+ سپین زر له اکسیجن سره (د سپینو زرو (III) اکسایډ - سپین زر (I) AgO، د سپینو زرو اکسایډ Ag_2O_3) او له فلورینو F_2 سره په مرکبونو کې ښیي . دا مرکبونه د سپینو زرو (I) مرکبونو په پرتله لږ پایښت لرونکي دي.

د سپینو زرو (I) مالګې له لږې استثنا څخه (نایټراټ، پرکلوراټ، فلورایډ) په اوبو کې نه حلېږي، ډېرى مهال د اوبو په محلول کې د هالوجینونو د ایونونو د مالوممولو لپاره کارېږي.

کارونه یې

- لکه څنګه چې سپین زر د برېښنا تېرولو، تودوخې تېرولو ډېره وړتیا او په عادي شرایطو کې له اکسیجن سره د اکسایډ کولو په وړاندې مقاومت لري نو د الکتروتخنیکي تولیداتو د تماسونو لپاره کارېږي، د ساري په توګه د ریلای (**relay**) ، لامیلا (**lamella**) په روسي ژبه کې لامېل (**Ламéль**)، همدا راز د ګڼ قشریزو سیرامیکو کانډنسرونو لپاره کارېږي.
- د لېم کولو سیم په ترکیب کې: د داسې لېم کولو سیمونو په ترکیب کې ګډون لري لکه مسي-سپینو زرو څخه جوړ شوي سیمونه، چې د بېلابېلو مهمو سامان الاتو د یو ځای کولو، بېلابېلو فلزونو، د زرګرۍ په ګاڼه کې کارېږي.
- د ګډوله فلزونو په ترکیب کې : د ګالوانیکي پیلونو (بالټیو) د کتودونو په جوړولو کې کارېږي.
- د قیمتي فلز په توګه د زرګرۍ په چارو کې زیاتره له مسو سره، کله کله له نیکلو او نورو فلزونو سره ګډ کارېږي.

- د ایکیو (سکو) په وهلو ، نښانونو او مډالونو په جوړولو کې کارېږي.
- د سپینو زرو هالیډونه او د سپینو زرو نایټرات $AgNO_3$ په عکاسۍ کې کارېږي، ځکه چې د رڼا په وړاندې لوړ حساسیت لري.
- ایوډیني سپین زر د اوبهوا (اقلیم) د اداري لپاره کارېږي «د ورېځو د شړلو» لپاره .
- د لوړ غبرګون لرونکیو هېندارو لپاره کارېږي. په عادي هېندارو کې الومینیم کارېږي.

د سپینو زرو د کارونې ډګرونه خورا ډېر دي . د دې فلز د کارونې ډګرونه پرله پسې پراخېږي او دا نه یوازې د دوی ګډوله فلزونه بلکې کیمیایي مرکبونه یې هم کارېږي . د سپینو زرو ټاکلې کچه تل د سپینو زرو-جستي او سپینو زرو-کاډمیمي بېټریو او چارج کېدونکیو بالټیو د تولید لپاره لګښتیږي. دا بېټرۍ او بالټۍ ډېر لوړ انرژیکي کثافت، لوړ انرژیکي حجم لري او کولی شي چې په کوشني دننني مقاومت سره ډېره برېښنا ورکړي.

د سپینو زرو راایستنه

داسې اټکل کیږي چې د سپینو زرو د پیدا کېدو لومړني ځایونه د مخزېږد پر (۵۰۰۰ - ۳۴۰۰) کلونو په سوریه کې موندل شوي ول او هلته یې شتون درلود . له سوریې څخه دا فلز مصر ته وړل کېده.

د مخزېږد پر ۲ - ۵ پېړیو د سپینو زرو د راایستنې مرکز د یونان د «لاوري» کانونو ته ولېږېدول شو.

د مخزېږد له ۴ پېړۍ څخه د مخزېږد د لومړۍ پېړۍ تر پایه د سپینو زرو د تولید د ډېروالي له پلوه اسپانیا او کارتاژ (**Ancient Carthage**) لومړی ځای درلود.

پر ۲-۱۳ زېږدي پېړيو په اروپا کې د سپينو زرو د راايستنې ډېر کوچني کانونه ول چې ورو ورو تش شول.

د سوداګريزو اړيکو له پراختيا سره سم ، چې د پيسو چلند ته يې اړيزه درلوده، پر ۱۲-۱۳ زېږدي پېړيو د المان د هرز (**Harz**) په غرنۍ سيمه، د الپ غرونو په ختيځ کې د تيرول (**Tirol**) په سيمه، وروسته په سيليزيا، ترانسيلوانيا، د کارپات په غرنۍ سيمه او سويډن کې د سپينو زرو توليد زيات شو . د **۱۳** ز پېړۍ له نيمايي څخه د **۱۵** پېړۍ تر منځنيو پورې په اروپا کې د سپينو زرو کلنی توليد له **۲۵** تر **۳۰** ټنو وو . د **۱۵** پېړۍ په دويمه نيمايي کې يې کچه **۴۵-۵۰** ټنو ته ورسېده . د المان د سپينو زرو په کانونو کې دا مهال نږدې ۱۰۰ زرو (يولک) کارګرانو کار کاوه . د نړۍ سپينو زرو د پيدا کېدو تر ټولو ډېر لوی ځای د ناروې د کينګسبرګ کان وو چې پر **۱۶۲۳** ز کال کشف شو .

د امريکا تر کشف او د دې د خاورې تر تسخيرولو وروسته د سپينو زرو تر ټولو ډېره شتمنه سيمه «کورډيليراس» کشف شوه . د سپينو زرو د پيدا کېدو مهم ځای مکسيکو شو چې پر **۱۵۲۱-۱۹۵۴** ز کلونو پکې نږدې **۲۰۵** زره ټنه سپين زر وايستل شول چې پر همدغه پړاو د ټولې نړۍ د سپينو زرو نږدې دريمه برخه کېده . د سويلي امريکا د سپينو زرو په تر ټولو ډېر لوی ځای «پوتوسي» کې له **۱۵۵۶** څخه د **۱۷۸۳** ز کال تر پايه د **۸۲۰۵۱۳۸۹۳** پېسو (**peso**) سپين زر توليد شول.

په روسيه کې لومړني سپين زر پر **۱۶۸۷** ز کال په جولای کې د کاني ډبرو په چارو کې ځانګړو «لاورېنتي نېګارت» ويلي کړل . پر ۱۷۰۱ ز کال د روسيې په «زابايکال» کې د سپينو زرو د ويلي کولو لومړنۍ کارخانه جوړه شوه چې **۳** کاله وروسته يې په پرله پسې ډول په کار پيل وکړ . د سپينو زرو يوه کچه په «التای» کې راايستل کېده . يوازې د ۲۰ ز پېړۍ په نيمايي کې د روسيې په لرې ختيځ کې د سپينو زرو د راايستنې ګڼ شمېر کانونه وموندل شول.

پر ۲۰۰۸ ز کال د ټولې نړۍ د سپینو زرو تولید ۲۰۹۰۰ ټنه وو . تر ټولو لومړی ځای پکې د پیرو هېواد ونیو چې ۳۶۰۰ ټنه سپین زر یې تولید کړل. دویم ځای د مکسیکو وو چې ۳۰۰۰ ټنه سپین زر یې تولید کړل . دریم ځای د چین وو چې ۲۶۰۰ ټنه سپین زر یې تولید کړل . څلورم ځای د چیلي وو چې ۲۰۰۰ ټنه سپین زر یې تولید کړل. پنځم ځای د استرالیا وو چې ۱۸۰۰ ټنه سپین زر یې تولید کړل. شپږم ځای د پولېنډ وو چې ۱۳۰۰ ټنه سپین زر یې تولید کړل. اووم ځای د امریکا متحدو ایالتونو وو چې ۱۱۲۰ ټنه سپین زر یې تولید کړل، او اتم ځای هم د کاناډا وو چې ۸۰۰ ټنه سپین زر یې تولید کړل.

پر ۲۰۰۸ ز کال په روسیه کې د سپینو زرو د تولید هغه کمپنۍ چې ډېر سپین زر یې تولید کړي ول هغه د «پولي میټال» کمپنۍ وه چې **۵۳۵** ټنه سپین زر یې تولید کړي ول. د روسیې «پولي میټال» کمپنۍ پر ۲۰۰۹ او ۲۰۱۰ ز کلونو په هر کال کې **۵۳۸** ټنه سپین زر تولید کړل. پر ۲۰۱۱ ز کال یې **۶۱۹** ټنه سپین زر تولید کړل. د سپینو زرو ټولې نړیوالې زېرمې **۵۷۰۰۰۰** (پېنځه لکه اویا زره) ټنه ارزول کیږي.

۴۸ . کاډمیم

کاډمیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د پېنځمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۴۸ او سېمبول یې **Cd** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Cadmium**)، په انګلیسي کې (**Cadmium**) او په روسي ژبه کې (**Ка́дмий**) دی. دا یو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (۹-۴۳-۷۴۴۰) ده. په عادي شرایطو کې نرم، کرېډونکی، د ځټک وهلو تاب لرونکی، انتقالي فلز دی چې سپینو زرو ته ورته رنګ لري . په وچه هوا کې پایدار دی، په لنده هوا کې له پاسه پرې د اکسایډ نری قشر جوړیږي چې د فلز د نور اکسایډېدلو مخنیوی کوي.

انځور: کاډمیم کرېډونکی، د ځتک وهلو تاب لرونکی، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی

د کشف تاریخچه او د نامه ریښه یې

کاډمیم لومړی ځل الماني کیمیاپوه «فریدریش سترومیر» (۱۷۷۶- ۱۸۳۵) پر ۱۸۱۷ ز کال کشف کړ. د المان د «ماګدبورګ» ځانګپوهانو د جستو اکسایډ ZnO د څېړنې پر مهال دا شک وکړ چې په هغه کې د ارسینیک As لږه کچه شتون لري. کیمیاپوه «سترومیر» د جستو له اکسایډ څخه قهوه یي رنګه اکسایډ بېل کړ، د هایډروجن پر مټ یې نږه کړ او سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز یې لاس ته راوړ چې د کاډمیم نوم یې خپل کړ.

«سترومیر» دا فلز د هغې کاني ډبرې په یوناني نامه (kadmeia) باندې ونوماوه چې په المان کې ترې جست لاس ته راتلل. دغې کاني ډبرې ته د لرغوني یونان د اسطورو د اتل «کاډما» په ویاړ د «کاډمیا» نوم ورکړ شوی وو.

په طبيعت کې د کاډميم شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د کاډميم منځنۍ کچه په يو ټن کې ۱۳۰ ميلي گرامه ده. د دريابونو او دريابگيو (سمندرونو او سمندرگيو) په يو ليټر اوبو کې يې کچه ۰,۱۱ ميکروگرامه ده. کاډميم د کمپېښنه تيت شويو عنصرونو له شمېر څخه دی. دی د يوې برخې په توگه په ډېرو مينرالونو کې شتون لري او تل د جستو په مينرالونو کې. د کاډميم ټول ټال ۶ مينرالونه پېژندل شوي دي. تر ټولو ډېر کمپېښنه يې د گرينوکيټ **CdS**، چې ۷۷ سلنه يې کاډميم دی، هوليټ **CdS** (همدغه مينرال دی)، اټاويټ **$CdCO_3$**، مونټېي پونيټ **CdO**، کاډموسيليټ **CdSe**، چې په سلو کې ۴۷ سلنه کاډميم لري، کسانټېوهرويټ **$CdS(H_2O)_x$**، چې په سلو کې ۷۷ سلنه کاډميم لري، مينرالونه دي. د دې عنصر ډېره کتله (څه د پاسه ۵۰ سلنه) په داسې مينرالونو کې تيت ده چې په ټوله کې سولفيډي دي، لکه د جستو، سرپو، مسو، وسپنې، منگانيز او سيمابو په سولفيډي مينرالونو کې. تر ټولو ډېره کچه يې د جستو په مينرالونو کې ده، په تېره بيا په سفاليريټ **ZnS** مينرال کې تر ۵ سلنې ده. زياتره په سفاليريټ کې د کاډميم کچه تر ۰,۴-۰,۲ سلنې زياته نه وي. په نورو سولفيډونو کې د ساري په توگه په سټانين کې يې کچه له ۰,۰۰۳ څخه تر ۰,۲ سلنې ده. په گالينا **PbS** کې له ۰,۰۰۵ څخه تر ۰,۰۲ سلنې ده. په کالکوپيريټ **$CuFeS_2$** کې له ۰,۰۰۶ څخه تر ۰,۱۲ سلنې ده. له دغو سولفيډونو څخه کاډميم زياتره نه ايستل کېږي.

دا فلز خپلواک کانونه نه لري او د نورو فلزونو د کاني ډېرو په ترکيب کې شتون لري. د ده پرتليزه کچه د منځنۍ تودوخې لرونکيو سرپو-جستي او ډېرى مهال په مسي-پيريټي ځايونو کې موندل کېږي. د خاورې په يو کيلوگرام کې ۰,۰۶ ميکروگرامه او د ختې په يو کيلوگرام کې ۰,۳ ميکروگرامه کاډميم شتون لري.

لاس ته راوړل يې

یوازینی مینرال چې کاډمیم ترې لاس ته راتلای شی هغه د ګرینوکیټ **CdS** مینرال دی. دا مینرال د جستو د کاني ډبرو د چاڼلو او نړه کولو پر مهال له سفالیریټ مینرال سره یو ځای لاس ته راځي. د نوموړیو ډبرو د چاڼلو په بهیر کې کاډمیم په جانبي محصولاتو (**byproduct**) کې راټولیږي او وروسته له هغوی څخه رااېستل کیږي. په اوسني وخت کې په کال کې نږدې شل زره ۲۰۰۰۰ ټنه کاډمیم تولیدیږي.

ایزوټوپونه يې

د کاډمیم له ۸ طبیعي ایزوټوپونو څخه یې ۶ پایښت لرونکي دي. دا ۶ پایښت لرونکي یې د ^{106}Cd، ^{108}Cd، ^{110}Cd، ^{111}Cd، ^{112}Cd، او ^{114}Cd ایزوټوپونه دي. د دوه نورو طبیعي خو رادیواکتیفي ایزوټوپونو یې کمزوری طبیعي رادیواکتیف والی کشف شوی دی. دا دوه ایزوټوپه یې یو د ^{113}Cd ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې ۱۲,۲۲ سلنه دی، د بېتا- تجزیه لري، او نیمایي عمر یې $7,7\cdot10^{15}$ کاله دی. دویم یې د ^{116}Cd ایزوټوپ دی، ایزوټوپي ډېروالی یې ۷,۴۹ سلنه ده، د بېتا- دوه ګونې تجزیه لري چې نیمایي عمر یې $3,0\cdot10^{19}$ کاله دی. د کاډمیم د هغو ایزوټوپونو له شمېر څخه چې په طبیعي چاپېریال کې شتون نه لري، او رادیواکتیفي دي، تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د کاډمیم-۱۰۹ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۴۶۲,۶ شواروزه دی. بل یې د کاډمیم- ۱۱۵ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۵۳,۴۶ ساعته دی. د نورو ټولو رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمایي عمر یې ۲,۵ ساعته دی، د ډېری هغو نیمایي عمر یې تر ۵ دقیقو هم لنډ دی.

دا عنصر همدا راز ۸ هسته یي ایزومیرونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{113m}Cd ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۱۴,۱ کاله دی. بل یې د ^{115m}Cd ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۴۴,۶ ورځې دی. بل یې هم د ^{117m}Cd ایزومیر

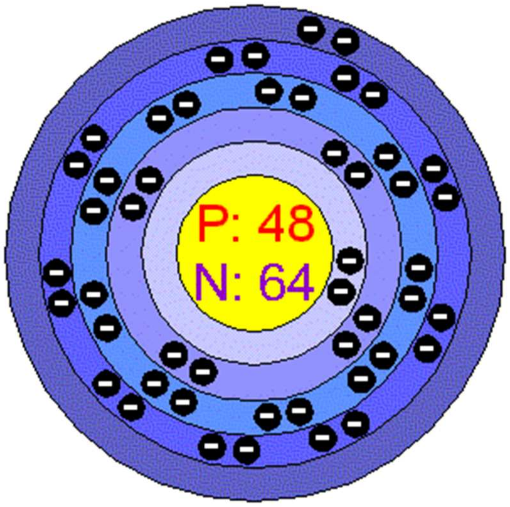
دی چې نیمایي عمر یې ۳,۳۲ ساعته دی. د دې عنصر د ټولو پېژندل شویو ایزوټوپونو د کتلو شمېرې له ۹۵ څخه پیل او پر ۱۳۲ پای ته رسیږي.

د کاډمیم اتوم

د کاډمیم د اتوم هسته له ۴۸ پروتونونو او ۲۴ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۴۸ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۵ انرژیکي سویې لري، په بله وینا د کاډمیم د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۵ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې هم ۱۸، او په پېنځمه انرژیکي سویه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۱۲ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د کاډمیم اتومي کتله ۱۱۲,۴۱۱ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول [Kr] $4d^{10}\,5s^{2}$ سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې ۱۵۴ پ. م دی.



انځور: د کاډمیم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

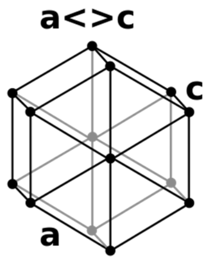
- د کاډمیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۸,۲۵** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۳۲۱,۰۷** ده. (د ک په شمېر **۵۹۴,۲۲** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۷۶۷** ده. (د ک په شمېر **۱۰۴۰** ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۶,۱۱** کیلوجوله\موله دی.
- د براس تودوالی یې **۵۹,۱** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۶,۰** جوله\(کیلوین.موله) دی.
- مولي حجم یې **۱۳,۱** س. م. م\موله دی.

کاډمیم سپینو زرو ته ورته رنگ لرونکی نرم فلز دی. که چیرې د کاډمیم یوه نری فلزي لښته کږه کړو نو یو ډول کرپېدونکی غږ اورېدلی شو او دا غږ د فلز د میکرو کریستالونو

په خپل منځ کې يو له بل سره د سولېدو غږ دی. د قلعې Sn فلز د نرۍ لښتې کږول هم همدغسې غږ کوي.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د کاډميم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډيز (هيگزاگونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې a=۲,۹۷۹ c=۵,۶۱۸ انگسترومه دی.
- د ډيباي د تودوخې درجه يې ۲۰۹ کيلوينه ده.



انځور: د کاډميم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډيز (هيگزاگونال) سېستم لري

کيميايي خواص يې

- د کاډميم کووالينسي نيم قطر ۱۴۸ پ. م دی.
- د ايون نيم قطر يې (e^{+2}) ۹۷ پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې ۱,۶۹ پاولينگه دی.
- الکترودي ځواک يې ۰,۴۰۳- ولته دی.
- د اکسايډ جوړولو درجه يې ۲ ده.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې ۸۶۷,۲ کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمېر (۸,۹۹) الکترون ولته ده.

کاډمیم د کیمیایي عنصرونو په دوره یي جدول کې له جستو او سیمابو سره په یو گروپ کې ګډون لري، د هغوی تر منځ واټنیز ځای یې نیولی، له همدې لامله د دغو عنصرونو ځینې کیمیایي خواص یو بل ته ورته دي. د دې عنصرونو سولفیډونه او اکسایډونه په اوبو کې نه حلیږي. کاډمیم له کاربون C سره تعامل نه کوي او کاربیډونه نه جوړوي.

کارونه یې

ګډوله فلزونه یې: کاډمیم د سپینو زرو، مسو، جستو پر بنسټ جوړو شویو ګډوله فلزونو د جامدو لېم کولو د یوې برخې په توګه د هغوی د ویلي کېدو د تودوخې درجې د ټیټولو لپاره کاریږي. د تولیدېدونکي کاډمیم نږدې ۱۰ سلنه د زرګرۍ په چارو او د ویلي کېدو د ټیټې درجې لرونکیو ګډوله فلزونو کې کاریږي. له سرو زرو **Au** سره د کاډمیم ګډوله فلز زرغون بخون رنګ لري.

دفاعي کارونه یې: د تولیدېدونکي کاډمیم ۴۰ سلنه د نورو فلزونو د زنګ نه وهلو په موخه د هغوی له پاسه وهل کیږي. د پولادي پرزو کاډمیمي کول پولادو ته د زنګ نه وهلو په وړاندې لوی مقاومت ورکوي، په تېره بیا په سمندري اوبو کې.

د برېښنا په کیمیایي سرچینو کې: د کاډمیم نږدې ۲۰ سلنه د کاډمیمي الکترودونو په جوړونه کې کاریږي. دا الکترودونه په نیکلي-کاډمیمي او د سپینو زرو-کاډمیمي بېټریو کې، د ویسټون پیلونو (**Weston cell**) کې په ریزرفي بالټیو (د سرپو-کاډمیمي پیل، سیمابي-کاډمیمي پیل) او نورو کې کاریږي.

د رنګوونکیو توکیو په جوړونه کې: نږدې ۲۰ سلنه کاډمیم د داسې غیرعضوي رنګوونکیو توکیو لکه سولفیډونو، ګډو مالګو، د ساري په توګه د کاډمیم سولفیډ **CdS**، په تولید کې کاریږي.

په نورو برخو کې: د کاډمیم سولفیډ د لمریزو بېټریو په جوړولو کې کاریږي، همدا راز د یو ډېر ښه ترموالکتریکي توکی په توګه خدمت کوي. دا فلز تودوخیز نیوترونونه ډېر ښه نیسي او په اټومي بټیو کې د عیاروونکیو منځتوکیو په جوړولو او تولید کې کاریږي. د کاډمیم فلوروبوراټ B_2CdF_8 د الومینیم او نورو فلزونو د لېم کولو یو مهم مرستندوی توکی دی. د کاډمیم د تودوخې تېرولو ظرفیت مطلق صفر ته نږدې تر ټولو فلزونو لوړ دی، ځکه خو کاډمیم کله کله د ساړو پېژندنې (**cryogenics**) تخنیک لپاره کاریږي.

۴۹. اینډیم

اینډیم د کیمیايي عنصرونو د دوره یي جدول د پېنځمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۴۹ او سېمبول یې **In** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Indium**)، په انګلیسي کې (**Indium**) او په روسي ژبه کې (**Йндий**) دی. اینډیم د سپکو فلزونو په شمېر کې راځي. دا یو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (۶-۷۴-۷۴۴۰) ده. دی د ځېک وهلو تاب لرونکی، ډېر نرم، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی. د کیمیايي خواصو له پلوه الومینیم او ګالیم ته او د ظاهري بڼې له پلوه جستو ته ورته دی.

انځور: اینډیم ډېر نرم سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی

تاریخچه او د نامه ریښه یې

اینډیم پر **۱۸۶۳** ز کال الماني کیمیاپوهانو «فېردیناند رایخ» (۱۷۹۹-۱۸۸۲) او «تیودور ریختر» (۱۸۲۴-۱۸۹۸) د سپیکتروسکوپي څېړنې پر مهال په سفالیریټ **ZnS** مینرال کې کشف کړ. دوی د تالیم **Tl** عنصر لټاوه خو د دغه عنصر د زرغونې کرښې پر ځای یې په مینرال کې د شنه رنګ روښانه نامالومه کرښه ومونده (پروفیسر «رایخ» د رنګونو ړندتوب (**Color blindness**) ناروغي درلوده او د سپیکترالي کرښو د رنګونو ترمنځ یې توپیر نه شو کولای، نو ځکه خو ټولې کتنې د ده اسیستېنټ ریختر ثبتولې). وروسته دا فلز «ریختر» په لږ کچې سره بېل کړ خو پر **۱۸۶۷** ز کال په هغه نړیوال نندارتون، چې په پاریس کې جوړ شوی وو، کې یې د اینډیم فلز نیم کیلوګرامه خښته نندارې ته وړاندې کړه.

د اینډیم په طیف (سپیکټروم) کې روښانه کرښه د «ایندیګو» رنګ لري. «ایندیګو» د چونیا رنګ یو ډول دی چې د ټینګ شنه او چونیا تر منځ دی. په پارسي کې ورته د «نیلي سیر» نوم کارول شوی دی. د همدغه رنګ د یووالي لامله ښایي چې د اینډیم نوم پرې اېښودل شوی وي.

جیوکیمیا او مینرالونه یې

که چیرې د اینډیم د اتوم جوړښت په پام کې ونیول شي نو دا عنصر د کالکوفیل عنصرونو په شمېر کې راځي. تر اوسمهاله تر ۱۰ لږ اینډیمي مینرالونه پېژندل شوي او هغه په طبیعت کې نږه موندل کېدونکی اینډیم، روکیزیټ **$CuInS_2$**، اینډیټ **$FeIn_2S_4$**، کاډموینډیټ **$CdIn_2S_4$**، ډژالینډیټ **$In(OH)_3$**، ساکورانیټ **$(CuZnFe)_3InS_4$** او پاټروکیټ **$(Cu,Fe,Zn)_2(Sn,In)S_4$** دي. اینډیم په ټوله کې د وسپنې لرونکي سفالیریټ په ترکیب کې داسې شتون لري چې په دې مینرال کې یې مخلوط له نورو شتو عنصرونو سره ظاهري یو ډول والی لري او کچه یې پکې لسګونو سلنو ته رسیږي. د کالکوپیریټ **$CuFeS_2$** او

ستانیټ Cu_2FeSnS_4 مینرالونو په ځینو ډولونو کې د انډیم کچه د سلنې لسمې برخې، او په کاسیټیریټ SnO_2 او پیروټیټ FenSn+1 کې یې کچه د سلنې زرمې برخې ته رسیږي. په پیریټ FeS_2 ، ارسینوپیریټ FeAsS ، ولفرامیټ $(FeMn)WO_4$ او ځینو نورو مینرالونو کې د انډیم کچه په یو ټن کې یو ګرام ده. تر اوسه سفالیریټ (Zn,Fe)S او نور هغه مینرالونه صنعتي ارزښت لري چې د انډیم کچه پکې تر ۰,۱ سلنې کمه نه وي. دا عنصر د پیدا کېدو خپلواک ځایونه نه لري، بلکې د نورو فلزونو د کاني ډبرو په ترکیب کې شتون لري. د ده تر ټولو ډېره کچه په کاسیټیریټ لرونکیو سکارنونو (Skarns) (ډبرو) او د سولفیډي-کاسیټیریتي ډبرو د ببلابېلو ډولونو د پیدا کېدو په ځایونو کې شتون لري. د ځمکې په پاسني کلک قشر کې یې کچه (کلارک) په یو ټن کې ۰,۲۵ ګرامه ده. دا فلز تر سپینو زرو درې ګرایه زیات خپور شوی. د سمندري او سمندرګیو اوبو په یو لیتر کې یې کچه ۰,۰۱۸ میلي ګرامه ده.

ایزوټوپونه یې

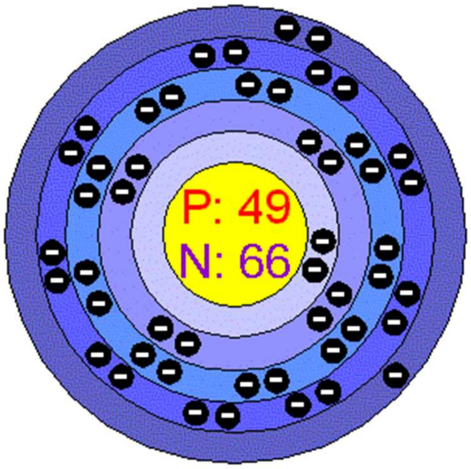
د انډیم کیمیایي عنصر یوازې یو پایښت لرونکی ایزوټوپ لري چې هغه د ^{113}In ایزوټوپ دی، چې طبیعي ډېروالی یې ۴,۳ سلنه دی. نور ټول ۳۸ ایزوټوپونه یې رادیواکتیفي دي او د دوی له شمېر څخه تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{115}In بېټا- رادیواکتیفي ایزوټوپ دی چې ایزوټوپي خپرېدنه یې ۹۵,۷۱ سلنه او نیمایي عمر یې $4,41 \cdot 10^{14}$ کاله دی. بل یې د ^{111}In ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۲,۸۰۴۷ ورځې دی. د نورو ټولو رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر یوه شواروزه لنډ دی. دا عنصر همدا راز ۴۷ هسته یي ایزومیرونه هم لري چې له دوی څخه یې د ډېر اوږده عمر لرونکی د $^{114m1}In$ ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۴۹,۵۱ ورځې دی. د نورو ټولو ایزومیرونو نیمایي عمر یې تر یوه شواروزه لنډ دی، د ډېری هغو نیمایي عمر یې تر یوه ساعته هم لنډ دی.

د اینډیم اتوم

د اینډیم د اتوم هسته له ۴۹ پروتونونو او ۶۶ نیوترونونو جوړه ده. د هستې په شاوخوا کې یې ۴۹ الکترونونه شتون لري چې د هغې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۵ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې هم ۱۸، او په پېنځمه انرژیکي سویه کې یې ۳ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۱۵ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د اینډیم اتومي کتله ۱۱۴٫۸۱۸ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول [Kr] ٤d¹⁰ ٥s² ٥p¹ سره ښودل کېږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې ۱۲۲ پ. م دی.



انځور: د اینډیم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

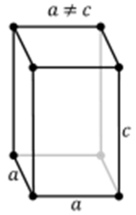
- د ایندیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې ۷,۳۱ گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر ۱۵۶,۶۱ ده. (د ک په شمېر ۴۲۹,۷۶ ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر ۲۰۰۰ ده. (د ک په شمېر ۲۲۷۳,۱۵ ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې ۳,۲۴ کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې ۲۲۵,۱ کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې ۲۶,۷ جوله\(کیلوین.موله) دی.
- مولي حجم یې ۱۵,۷ س. م. م\موله دی.
- د برېښنا تېرولو د ډېرې لوړې وړتیا بحراني تودوخیزه درجه یې (اتموسفیر فشار) ۳,۴۰۵ کیلوینه ده.

د بړاسونو فشار یې د میلي متر سیمابو په شمېر:

- د بړاسونو فشار یې د س. گ په ۹۱۲ درجو تودوخه کې ۰,۰۱ میلي متر سیمابه دی.
- په ۱۰۴۲ س. گ درجو تودوخه کې ۰,۱ میلي متر سیمابه دی.
- په ۱۲۰۵ س. گ درجو تودوخه کې ۱ میلي متر سیمابه دی.
- په ۱۴۱۴ س. گ درجو تودوخه کې ۱۰ میلي متر سیمابه دی.
- په ۱۲۸۸ س. گ درجو تودوخه کې ۱۰۰ میلي متر سیمابه دی.
- د تودوالي ځانگړی ظرفیت (وړتیا) یې په دایمي فشار کې، د تودوخې له صفر ۰ څخه تر ۱۵۰ س. گ درجو کې ۰,۲۳۸ جول\کیلوگرامه دی.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د اينډيم د بلوري جالۍ جوړښت څلورخنډيز ساده (تيتراگونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې a=٣,٢٥٢ c=٤,٩٤٦ انگسترومه دي.
- د ډيباي د تودوخې درجه يې ۱۲۹ کيلوينه ده.



انځور: د اينډيم د بلوري جالۍ جوړښت څلورخنډيز ساده (تيتراگونال) سېستم لري

کيميايي خواص يې

- د اينډيم کووالينسي نيم قطر ۱۴۴ پ. م دی.
- د ايون نيم قطر يې (e^{3+}) ۸۱ پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې ۱,۷۸ پاولينگه دی.
- الکترودي ځواک يې ۰,۳۴- ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجې يې ۱+ ، ۳+ دي.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې **۵۵۸,۰** کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمېر (**۵,۷۸**) الکترون ولټه ده.

اينډيم د کوټې د هوا د تودوخې په درجو کې (چې هوا يې وچه وي) نه خپ کيږي، خو د تودوخې تر ۸۰۰ س. گ لوړو درجو کې سوځي او د لمبې رنگ يې چونيا او شين وي چې

اکسایډ جوړوي. په سولفوریک اسیډ H_2SO_4 او مالګې تېزابو **HCl** کې حلیږي، خو په نایټریک اسیډ HNO_3 او پرکلوریک اسیډ $HClO_4$ کې زر حلیږي. د تودولو پر مهال له هایډروفلوریک اسیډ **HF** سره ورو ورو تعامل کوي؛ دا سې عضوي تېزابو نه لکه د مېږتنو (مېږانو) تېزاب (فورمیک اسیډ، یا میتانوییک اسیډ **HCOOH**)، د سرکې تېزاب (اسیټیک اسیډ CH_3COOH)، اکسالیک اسیډ $(COOH)_2$ او د لیمو تېزاب (سیټریک اسیډ $C_6H_8O_7$) اینډیم ورو ورو حلوي. د الکلیو له محلولونو سره، ان چې د اېشېدو په حال کې هم وي، دومره ډېر تعامل نه کوي. له کلورینو Cl_2 او برومینو Br_2 سره تعامل کوي. د تودولو پر مهال له ایوډینو I_2، سولفور **S** سره تر ۲۲۰ س. ګ څخه لوړو درجو تودوخه کې تعامل کوي؛ له سیلینیم **Se**، ټیلوریم **Te**، او سولفورډای اکسایډ SO_2 سره تر ۲۰۰ س. ګ لوړو درجو تودوخه کې تعامل کوي. له فاسفورس **P** سره هم تعامل کوي. د اکسایډ جوړولو درجې یې له ۱+ څخه تر ۳+ پورې دي، درې ظرفیتي مرکبونه لري.

لاس ته راوړل یې

اینډیم د جستو **Zn** او په لږه کچه د سرپو **Pb** او قلعې **Sn** د تولید له پوسو (تفالو) او واسطه توکیو (**Intermediate good**) څخه لاس ته راځي. دا اومه توکي په خپل تر کیب کې له ۰,۰۰۱ څخه تر ۰,۱ سلنې اینډیم لري. له دې توکیو څخه لومړی د اینډیم نیم نږه توکی تولیدیږي، له نیم نږه توکي څخه بیا ناسوچه فلز لاس ته راځي چې بیا چاڼل کیږي. اومه لومړني توکي د سولفوریک اسیډ H_2SO_4 پر مټ چاڼل او اینډیم محلول ته لېږدول کیږي. له محلول څخه بیا د هایډرولیزي ختېبل کولو پر مټ ټینګتوکی (کونسنترات) یا نیم نږه توکی بېلیږي. له نیم نږه توکي څخه نانږه فلز د جستو او الومینیم پر بنسټ رابېلیږي. د نانږه (ناسوچه) فلز د چاڼلو لپاره بېلابېل مېتودونه کاریږي، د ساري په توګه د (**Zone melting**) مېتود.

د انډيم له تر ټولو ډېرو لويو توليدوونکيو هېوادو څخه يو چين دی چې پر ۲۰۱۲ ز کال يې ۳۹۰ ټنه انډيم توليد کړی وو . نور توليدوونکي هېوادونه يې کاناډا ، جاپان او سويلي کوريا دي چې هر يو په کال کې تخمينن ۷۰ ټنه انډيم توليدوي.

پر ۲۰۰۷ ز کال په نړۍ کې ۴۷۵ ټنه انډيم راايستل شوی او ۶۵۰ ټنه نور له کارول شويو او له کاره غورځول شويو سامان الاتو څخه د بيا راايستلو له لارې لاس ته راغلی دی . د کمپيوټرونو او ټلويزيونونو د اوبلنو بلوري سکرينونو په توليد کې د لاس ته راتلونکي انډيم له ۵۰ څخه تر ۷۰ سلنې لګښت کېده.

پر ۲۰۰۲ ز کال د يوه کيلوګرام انډيم بيه ۱۰۰ امريکايي ډالره وه، خو د دې فلز د کارونې زياتېدا د ده بيه لوړه کړه. پر ۲۰۰۲-۲۰۰۹ ز کلونو د يوه کيلوګرام انډيم بيه د ۴۰۰-۹۰۰ ډالرو تر منځ وه . د اوسنيو ارزونو له مخې که چيرې د دې فلز د کارول شويو او زړو شويو سامان الاتو او تخنيکي وسايلو څخه د ده د بيا راايستلو کار سرته ونه رسيږي نو د انډيم زېرمې به پر راتلونکيو ۲۰ کلونو تمامې شي.

کارونه يې

انډيم د کمپيوټرونو او ټلويزيونونو د اوبلنو بلوري سکرينونو په توليد کې کاريږي. په ميکروالکترونيک کې کاريږي. کله کله هېندارو ته د قشر ورکولو لپاره نړه کاريږي او يا خو له سپينو زرو سره ګډ کاريږي، له هغه شمېر څخه د موټرو د څراغونو په ښيښو کې هم کاريږي . په لمريزو بېټريو (**solar cell**) کې کاريږي . د انډيم مرکبونه د لومينوفور (**luminophor**) په توګه کاريږي . د ډيزيلي انجنونو په توليد کې کاريږي . د انډيم د **In**[۱۱۱] او **In**[۱۱۳] ايزوټوپونه د راډيوفورماکولوجيکو درملو په توګه کاريږي. د «شنو سرو زرو» په ترکيب کې ګډون لري . انډيم اورتوفاسفاټ **InO_4P** د غاښو سيمټو ته د اضافه

کوونکي توکي په توګه کارېږي. له قلعي سره ګډ د ډېرې تودوخې تېروونکي لېږ کولو سیم په توګه، او په نورو ډېرو برخو کې کارېږي.

۵۰. قلع

قلع د کیمیاوي عنصرونو د دوره يي جدول د پينځمې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې ۵۰ او سېمبول يې **Sn** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Stannum**)، په انګلیسي کې (**Tin**) او په روسي ژبه کې (**Óлово**) دی. د قلع فلز د سپکو فلزونو په ګروپ کې راځي. دا عنصر په عادي شرایطو کې ساده توکی دی، د ښتک وهلو تاب لري، ځلاند سپينو زرو ته ورته رنګ لري. د دې عنصر د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره (**۵**-۳۱-۷۴۴۰) ده.

انځور: قلع سپينو زرو ته ورته رنګ لرونکی، نرم، د ښتک وهلو تاب لرونکی (د بېتا-قلع)، يا خړه پوډري بڼه لرونکی (الفا - قلع) فلز دی

تاریخچه یې

قلع د مخزیږد پر ۴ زریزه کې انسانانو ته مالومه وه او پېژندله یې . دې فلز ته خلکو لږ لاسرسی درلود او قیمته وو، څکه خو د لرغوني روم او مصر په لرغونیو ځیزونو کې له قلعې جوړ شوي شیان لږ لیدل کیږي. د قلعې په اړه په عیسوي سپېڅلي کتاب بایبل او د موسی (ع) په څلورم کتاب (د تورات په څلورم کتاب) کې یادونه شوې ده. قلع د مسو تر څنګ د ژېړو له ترکیبي برخو څخه ده چې د مخزیږد د درېیمې زریزې په پای یا نیمایي کې کشف شوې وه . لکه څنګه چې په هغو زمانو کې ژېړ له پېژندل شویو فلزونو او ګډوله فلزونو څخه تر ټولو کلک وو، نو قلع د ټول «ژېړو پېر» په اوږدو کې یو «ستراتېجیکي فلز» وو، یانې څه د پاسه د ۲۰۰۰ کالو په بهیر کې (تخمین د مخزیږد په ۳۵-۱۱ پېړیو کې) یو «ستراتېجیکي فلز» وو.

د نامه ریښه یې

د قلعې لاتیني نوم (stannum) له سانسکریتي نامه سره تړاو لري چې د «مقاومت لرونکي، کلک» په مانا دی. په لومړي سر کې د سرپو او سپینو زرو ګډوله فلز په دې نامه نومول شوی وو، وروسته دا نوم پر بل ګډوله فلز، چې په سلو کې ۲۷ سلنه یې قلع وه، کېښودل شو. د ۴ زیږدي پېړۍ له پیل سره سم دا نوم پخپله پر قلع کېښودل شو.

د روسي ژبې د «اولووه» (олово) کلمه چې په بالټیکي ژبو کې خپل معادل لري (په منځنۍ لیتوانیایي کې د «alavas, alvas - «олово»، په پروسي ژبه کې (alwis) یانې «سرپ» ده). دا کلمه د ol (د لرغوني پاسنۍ جرمنۍ ژبې (elo) یانې «ژېړ»، لاتیني (albus) یانې «سپین» او نورو) د ریښې وروستاړیز جوړښت دی. په دې ډول دا فلز د ده د رنګ په پام کې نیولو سره نومول شوی.

په طبیعت کې د قلعي شتون

قلع یو کمپېښنه خپور شوی عنصر دی ؛ د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د خپرېدا له پلوه ۴۷ ځای لري. د ځمکې په پاسني کلک قشر کې یې د کلارک کچه د بېلابېلو مالوماتو له مخې، د کتلې له پلوه له 10^{-4} ۲۰۱۰ څخه تر 10^{-3} ۸۰۱۰ سلنې ده. د قلعي تر ټولو ډېر مهم مینرال کاسیټېریټ (قلعي ډبره) SnO_2 دی چې تر ۷۸,۸ سلنې قلع لري. د ستېانیټ Cu_2FeSnS_4 مینرال یې په طبیعت کې ډېر لږ موندل کیږي، دا مینرال یې په خپل ترکیب کې ۲۷,۵ سلنه قلع لري.

د پیدا کېدو سیمې یې

د قلعي د پیدا کېدو نړیوال ځایونه (کانونه) په سویل ختیځه اسیا، په تېره په چین، اندونیزیا، مالیزیا، او تایلېنډ کې دي. همدا راز د سویلي امریکا په داسې هېوادو لکه بولیویا، پیرو، برازیل، او د استرالیا په لویه وچه کې هم پیدا کیږي. روسیه هم یو له هغو هېوادو څخه دی چې د قلعي زېرمې یې د «چوکوتکا» کورواکه حوزه، «پریموریا» حوزه، «خباروفسک» حوزه، او «یاکوتیا» جمهوریت او ځینو نورو سیمو کې شتون لري.

په طبیعت کې خپرېدنه

په ناچېلو برسېرنو اوبو کې قلع په زښته ډېره لږه سوب میکروګرام (**submicrogram**) کچې سره شتون لري. په تر ځمکې لاندې اوبو کې یې کچه په یو مکعب ډیسي متر کې ۱ میکروګرام ته رسیږي او د قلعي د کاني ډبرو د پیدا کېدو سیمې ته په نږدې کېدو سره یې کچه ورو ورو زیاتیږي.

دا یو امفوتیریک عنصر دی، یانې داسې عنصر چې کولای شي تېزابي او بنسټیز (بازي) خواص وښيي. د قلعي دا خاصیت په طبیعت کې د دې د خپرېدو ځانګړتیاوې ټاکي. د دغه دوه ګوني خاصیت له برکته قلع لیتوفیلي، کالکوفیلي، او سیدروفیلي خواص ښيي.

د موندل کېدو بڼې یې

په غرنیو کاني ډبرو او مینرالونو کې د قلعي د شتون بنسټیزه بڼه تیت شوې ده. خو دا فلز مینرالي بڼې هم جوړوي او په دې بڼه ډېرې مهال نه یوازې په تروو ماګماتیکو غرنیو ډبرو کې موندل کیږي، بلکې په اکسایډي (کاسیټیریټ SnO_2) او سولفیډي (سټانیټ Cu_2FeSnS_4) بڼو کې صنعتي ټینګتوکی (کونسنترات) هم جوړوي.

د قلعې جامد فاز، مینرالونه

کېدای شي په طبیعت کې د قلعې د شتون لاندې بڼې بېلې شي:

۱. خپره شوې (تیته) بڼه: په دې ډول کې د قلعې د موندل کېدو کومه ټاکلې بڼه نه ده مالومه.

۲. مینرالي بڼه یې: قلع په ټینګتوکي (کونسنترات) مینرالونو کې پېژندل شوې ده. له قاعدې سره سم دا هغه مینرالونه دي چې د Fe^{+2} وسپنه پکې شتون لري، لکه بیوټیټ، ګارنیټ(لعل)، پیروکسین، مګنیټیټ، ټورمالین او داسې نور.

د قلعې د پیدا کېدو په سولفیډي ځایونو کې قلع په ایزومورفي عنصر سفالیریټونو، کالکوپیریټونو، پیریټونو کې ګډون لري. په پیروټیټ مینرال کې د قلعې ډېره کچه موندل شوې ده.

د قلعي اکسایډي مرکبونه

د قلعې تر ټولو ډېر نامتو د اکسایډي مرکب بڼه د کاسیټیریټ SnO_2 مینرال دی چې له اکسیجن O_2 سره د قلعې ګډ مرکب دی. د اټومي ګاما-غبرګونیزې سپیکتروسکوپۍ د مالوماتو له مخې په دې مینرال کې Sn^{+4} شتون لري.

کاسیټیریټ د یوناني ژبې له «کاسیټیروس» (**kassiteros**) څخه اخیستل شوی چې د قلع مانا لري. دا د قلع لاس ته راوړلو لپاره تر ټولو مهم کاني مینرال دی. له تیوریکي پلوه ۷۸,۷۲ سلنه قلع لري. د دې مینرال کثافت په یو متر مکعب کې ۷۰۴۰-۷۱۲۰ کیلوګرامه دی.

سولفیډي مرکبونه یې

د دې عنصر سولفیډي مرکبونه له سولفور **S** سره بېلابېل مرکبونه رانغاړي. دا د صنعتي ارزښت له پلوه د قلعې د پیدا کولو د مینرالي بڼو دویم مهم ګروپ دی. له دوی څخه یې تر ټولو ډېر مهم ستانیټ Cu_2FeSnS_4 دی چې د ارزښت له پلوه دویم مینرال دی. سربېره پر دې دا لاندې مینرالونه یې هم د یاودنې وړ دي لکه فرانکیټ $Pb_5Sn_3Sb_2S_{14}$ ، هیرزینبرګیټ **SnS** ، بیرنډټیټ SnS_2 ، ټیلیټ $PbSnS_2$ او کیسټیریټ Cu_2ZnSnS_4 . د قلعې نور ډېر پېچلي سولفیډي مینرالونه هم پېژندل شوي او دا مینرالونه له سرپو، سپینو زرو، مسو سره دي چې په ټوله کې مینرالوجیکي ازرښت لري. له مسو سره د قلعې ټینګ اړیکي دا حالت رامنځته کوي چې ډېرې مهال د قلعې د کاني ډېرو د پیدا کېدو په ځایونو کې د کالکوپیریټ $CuFeS_2$ مینرال د کاسیټیریټ- کالکوپیریټ د ګډ شتون (پاراګینیزیس) (**paragenesis**) شرایط چمتو کوي.

ستانیټ Cu_2FeSnS_4 د لاتیني ژبې له (**stannum**) یانې قلع څخه اخیستل شوی. دا د قلعې د سولفیډونو د ګروپ یو مینرال دی چې عمومي فومول یې Cu_2FeSnS_4 دی. دا فورمول د کالکوپیریټ له فورمول څخه رااېستل شوی په دې ډول چې د وسپنې **Fe** یو

اتوم د قلعي **Sn** په اتوم بدل شوی. دا مینرال په خپل ترکیب کې ۲۹,۵۸ سلنه مس **Cu**، ۱۲,۹۹ سلنه وسپنه **Fe**، ۲۷,۵ سلنه قلع **Sn** او ۲۹,۸ سولفور **S** لري. همدا راز جست **Zn**، انټیموني **Sb**، کاډمیم **Cd**، سرپ **Pb** او سپین زر **Ag** هم لږ لږ ورسره ګډ دي. دا مینرال د روسیې او تاجکستان د قلعي د پیدا کېدو ځایونو کې پراختیا موندلې ده او ډېری مهال له ورلاموفیټ $(Sn,Fe)(O,OH)_2$ مینرال سره یو ځای د ټولیزې قلعي له ۱۰ تر ۴۰ سلنې رانغاړي.

په مایع بڼه د قلعي شتون

دا د قلعي د جیوکیمیا تر ټولو لږ څېړل شوې برخه ده، خو بیا هم د کاسیټیریټو مینرالونو ګازي- اوبلن فاز پېژندل شوی دی. د ټاکلیو قلع درلودونکیو طبیعي محلولونو د شننې په اړه کار نه دی شوی. په ټوله کې یې په اړه مالومات د ازمایښتي څېړنو پر پایلو تکیه لري چې یوازې په محلولونو کې د قلعي د احتمالي بڼو د شتون په اړه بیان کوي. په دغو څېړنو کې ارزښتناک رول په شوروي او روسي ځمکپوه-جیوکیمیاپوه اکاډمیسین «والېري لیونیدوویچ بارسوکوف» (۱۹۲۸-۱۹۹۲) پورې اړه لري.

تولید یې

د قلعي د تولید لپاره قلع لرونکې کاني ډبرې (کاسیټیریټ) داسې وړیږي (میده کیږي) چې اندازه یې ۱۰ میلي مترو ته رسیږي. تر دې وروسته په صنعتي ژرندو کې کاسیټیریټ په خپل پرتلیز لوړ کثافت او لوړې کتلې سره د اهتزازي-جاذبي مېتود پر مټ د ډبرې له عادي او تشې برخې څخه بېلېږي. تر دې وروسته د قلعي کاني ډبرې په اضافي ډول د (**Flotation process**) مېتود پر مټ چاڼل کیږي. په دې ډول په تر کار لاندې کاني ډبرو کې د قلعي شتون له ۴۰ څخه تر ۷۰ سلنې لوړیږي. تر دې وروسته د سولفور او ارسینیک د مخلوطونو د لرې کولو لپاره لاس ته راغلي ټینګتوکي (کونسنترات) ته تودوخه ورکول

کیږي او سور کیږي. تر دې وروسته د قلعې لرونکې ډبرې لاس ته راغلی توکی په بټیو کې ویلي کیږي. د ویلي کولو په بهیر کې قلع د لرګیو سکرو پر مټ نرۀ کیږي، داسې چې قلع لرونکې کاني ډبرې او سکاره قشر پر قشر یو د بل له پاسه اېښودل کیږي، یا هم د الومینیم (جستو) پر مټ په برېښنایي بټیو کې په دې ډول لاس ته راځي:

$$SnO_2 + C = Sn + CO_2$$

په ځانګړې توګه داسې نرۀ قلع چې د برېښنا نیم تېرووونکې وي د الکتروکیمیایي چاڼلو له لارې چمتو کیږي، یا هم د (**Zone melting**) مېتود پر مټ چاڼل کیږي.

ایزوټوپونه یې

قلع هغه کیمیایي عنصر دی چې د پایښت لرونکیو ایزوټوپونو شمېر یې تر نورو ټولو عنصرونو ډېر دی. طبیعي قلع له ۱۰ پایښت لرونکیو ایزوټوپونو جوړه ده. د دې ایزوټوپونو د کتلو شمېرې دا ۱۱۲، ۱۱۴، **۱۱۵**، ۱۱۶، ۱۱۷، ۱۱۸، ۱۱۹، ۱۲۰، ۱۲۲، او ۱۲۴ دي. د ^{112}**Sn** ایزوټوپ طبیعي ډېروالی یې **۰,۹۷** سلنه، د ^{114}**Sn** ایزوټوپ ډېروالی یې **۰,۶۶** سلنه، د ^{115}**Sn** ایزوټوپ ډېروالی یې **۰,۳۵** سلنه، د ^{116}**Sn** ایزوټوپ ډېروالی یې **۱۴,۳۰** سلنه، د ^{117}**Sn** ایزوټوپ ډېروالی یې ۷,۶۱ سلنه، د ^{118}**Sn** ایزوټوپ ډېروالی یې **۲۴,۰۳** سلنه، د ^{119}**Sn** ایزوټوپ ډېروالی یې **۸,۵۸** سلنه، د ^{120}**Sn** ایزوټوپ ډېروالی یې **۳۲,۸۵** سلنه، د ^{122}**Sn** ایزوټوپ ډېروالی یې ۴,۷۲ سلنه، او د ^{124}**Sn** ایزوټوپ ډېروالی یې **۵,۹۴** سلنه دی.

قلع تر نورو ټولو کیمیایي عنصرونو ډېر پایښت لرونکي ایزوټوپونه لري او دا له دې سره اړه لري چې **۵۰** یوه کوډګره یا جادوګره شمېره ده. د قلعې د اتومونو په هستو کې د پروتونونو شمېر **۵۰** دی چې په هسته کې پروتوني ډک قشر تشکیلوي او په دې ډول د هستې پایښت او د اړیکي انرژي زیاتوي. د قلعې دوه دوه ځلي جادویي ایزوټوپونه

پېژندل شوي او دا دواړه ایزوټوپونه یې رادیواکتیفي دي، ځکه چې د بېټا- پاینټ له پټارې ایستل شوي دي. یو یې د لږ نیوترون لرونکی ^{100}Sn $(Z = N = 50)$ ایزوټوپ او بل یې د پرېمانه نیوترون لرونکی ^{132}Sn $(Z = 50, N = 82)$ ایزوټوپ دی.

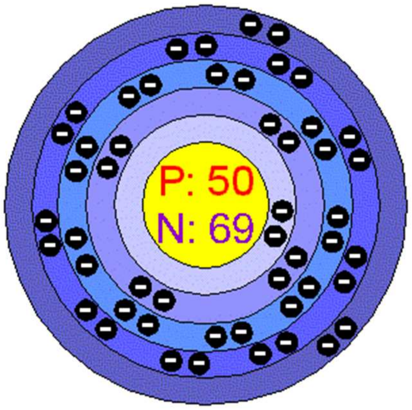
د قلعې عنصر ۲۹ نور رادیواکتیفي ایزوټوپونه هم پېژندل شوي چې د دوی له شمېر څخه یې د ډېر اوږده عمر لرونکی د قلع-۱۲۶ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۲۳۰۰۰۰ کاله دی. د نورو ۲۸ رادیواکتیفي ایزوټوپونو (چې د قلعې-۱۰۰ او قلعې-۱۳۲ جادویي شمېرو لرونکي ایزوټوپونه هم پکې راځي) نیمایي عمر یې تر یوه کاله لنډ دی. د دې عنصر د پېژندل شویو ایزوټوپونو د کتلو شمېرې له ۹۹ پیل او پر ۱۳۷ پای ته رسیږي.

د قلعې اتوم

د قلعې د اتوم هسته له ۵۰ پروتونونو او ۶۹ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۵۰ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۵ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې هم ۱۸، او په پېنځمه انرژیکي سویه کې یې ۴ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۱۹ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د قلعې اتومي کتله ۱۱۸,۷۱۰ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[Kr]\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^2$ سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې ۱۲۲ پ. م دی.



انځور: د قلعې د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د قلعې کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۷٫۳۱** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۲۳۱٫۹۳** ده. (د ک په شمر **۵۰۵٫۰۸** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۲۲۰۲** ده. (د ک په شمېر **۲۸۷۵** ده)
.
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۷٫۰۷** کیلوجوله\موله دی.
- د براس تودوالی یې **۲۹۶** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۷٫۱۱** جوله\(کیلوین.موله) دی.
- مولي حجم یې **۱۲٫۳** س. م. م\موله دی.

د قلعې د تودوالي د پراختیا ضریب په ۲۰-۱۰۰ س. گ درجو تودوخه کې؛ $K^{-۱}$ ۲۲٫٤•۱۰$^{-۶}$ دی. د تودوالي ظرفیت یې په جامد حالت کې په ۲۰ س. گ درجو تودوخه کې **۲۳۲** جوله\دی؛ په مایع حالت کې د تودوخې د ویلي کېدو په درجه کې **۲۲۸** جوله دی؛ د

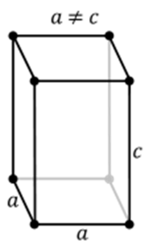
تودوالي تېرولو ظرفيت يې په ۲۰ س. گ درجو تودوخه کې ۲۵,۸ واټه\(M•K) دی؛ د برېښنا مقاومت يې د تودوخې په ۲۰ س. گ درجو کې ۰,۱۱۵ ميکروم متره دی؛ د برېښنا تېرولو ظرفيت يې د تودوخې په ۲۰ س. گ درجو کې ۸,۲۹ مېگا سيمنس متره دی.

قلع يو ساده توکی او څو بڼه ييز (پولي مورفي) عنصر دی. په عادي شرايطو کې د بېتا-بڼې (سپينې قلعې) په ډول شتون لري. سپينه قلع سپينو زرو ته ورته رنگ لرونکی، نرم، د کږولو وړ فلز دی. د بېتا-قلعې (β-Sn) کثافت په يوه س. م. م کې ۷,۲۲۸ گرامه دی.

د سړېدو پر مهال، د ساري په توگه د باندې په ساړو کې سپينه قلع الفا-بڼې ته اوړي (خړه قلع کيږي). خړه قلع د الماس جوړښت لري (د بلوري جالۍ جوړښت يې مکعبي سېستم لري، د جالۍ پارامترونه يې a = ۰,٦٤٩۱ نانومتره دي).

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د قلعې (بېتا-قلعې، يا سپينې قلعې) د بلوري جالۍ جوړښت څلورځنډيز (تيتراگونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې a=٥,٨٣١;c=٣,١٨١ انگسترومه دي.
- د ډيباى د تودوخې درجه يې ۱۷۰,۰۰ کيلوينه ده.



انځور: د قلعې (بېتا-قلعې، يا سپينې قلعې) د بلوري جالۍ جوړښت څلورځنډيز (تيتراگونال) سېستم لري

کیمیايي خواص يې

- د قلعې کووالینسي (کووالینټ) نیم قطر ۱۴۱ پ. م دی.
- د ایون نیمايي قطر يې (e ۴+) ۷۱ (۲+) ۹۳ پ. م دی.
- الکتروني منفیت يې ۱,۹۲ پاولینگه دی.
- الکترودي ځواک يې ۰,۱۳۲- ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو (اکسیډېشن) درجې يې ۲+، ۴+ دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو (ایونیزېشن) انرژي يې ۷۰۸,۲ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۷,۳۴) الکترون ولټه ده.

قلع د کوټې د هوا د تودوخې په درجو کې د گاونډي گروپ جرمانیم **Ge** عنصر (چې په دوره يي جدول کې د دې له پاسه واقع دی) ته ورته دی. د هوا یا اوبو د اغېز په وړاندې پایدار دی. دا ډول غیر فعال توب يې له دې لامله دی چې له پاسه پرې د اکسایډونو قشر جوړیږي او هغه يې له نور اغېزه ساتي. دا فلز هغه مهال په هوا کې له اکسیجن O_2 سره اکسایډ جوړول پیلوي چې د هوا د تودوخې درجه تر ۱۵۰ س. گ درجو لوړه شي او د **تعامل** په پایله کې يې د قلعې ډای اکسایډ SnO_2 جوړیږي چې معادله يې دا ده:

$$Sn + O_2 \rightarrow SnO_2$$

د تودوخې ورکولو (تودولو) پر مهال قلع له ډېری نافلزونو سره **تعامل** کوي. په دغو تعاملونو کې د اکسایډ جوړولو ۴+ درجه کې مرکبونه جوړیږي، ځکه چې د اکسایډ جوړولو ۴+ درجه د قلعې له خواصو سره برابرښت لري البته د ۲+ درجې په پرتله، د ساري په توگه له کلورینو Cl_2 سره د **تعامل** په پایله کې د قلعې تیتراکلوراېډ $SnCl_4$ جوړیږي:

$$Sn + 2Cl_2 \rightarrow SnCl_4$$

قلع له ټینګو مالګې تېزابو HCl سره ورو ورو تعامل کوي:

$$Sn + 4HCl \rightarrow H_2[SnCl_4] + H_2$$

په نري سولفوریک اسیډ H_2SO_4 کې نه حلیږي، خو له ټینګ سولفوریک اسیډ سره ډېر ورو ورو تعامل کوي.

له نایټریک اسیډ HNO_3 سره د قلعې د تعامل د ترکیب توکي د اسیډ په ټینګوالي پورې اړه لري. په ټینګ نایټریک اسیډ کې د قلعې اسیډ β-$SnO_2 \cdot nH_2O$ جوړیږي (کله کله د دغه اسیډ فورمول په دې ډول لیکي H_2SnO_3). په دې ډول تعامل کې قلع داسې سلوک کوي لکه نافلز:

$$Sn + 4HNO_3 \rightarrow SnO_2 \cdot H_2O + 4NO_2 + H_2O$$

له نري شوي نایټریک اسیډ HNO_3 سره په تعامل کې د فلز خواص ښیي. د تعامل په پایله کې یې د قلعې (II) نایټرایټ $Sn(NO_3)_2$ مالګه جوړیږي:

$$3Sn + 8HNO_3 \rightarrow 3Sn(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

قلع Sn د تودولو پر مهال لکه د سرپو په څېر کولای شي چې د الکلیو د اوبو له محلولونو سره تعامل وکړي . د تعامل پر مهال هایډروجن H_2 بېلېږي او د قلعې (II) هایډروکسوکومپلکس جوړیږي، د ساري په توګه:

$$Sn + 2KOH + 2H_2O \rightarrow K_2[Sn(OH)_4] + H_2$$

د قلعې هایډرېډ ستانان SnH_4 کېدای شي د دې لاندې تعامل، یانې د قلعې تیتراکلوراېډ $SnCl_4$ او لیتیم الومینیم هایډرېډ $LiAlH_4$ د تعامل پر مټ لاس ته راشي:

$$SnCl_4 + Li[AlH_4] \rightarrow SnH_4 + LiCl + AlCl_3$$

دا هایډرېډ ډېر ناپایدار دی او د تودوخې په ۰ صفر درجه کې تجزیه کیږي.

قلعي ته دوه اکسایډونه یو د قلعې ډای اکسایډ **SnO۲** ، چې د قلعي تېزابو د اوبو په کموالي یا بې اوبو کېدو سره جوړیږي، او بل د قلعې مونواکسایډ **SnO** ته ځواب وایي. د قلعې **(II)** اکسایډ **SnO** کېدای شي چې د قلعې **(II)** هایډروکسایډ **Sn(OH)۲** په خوله پټه (سر تړلې) خالیگا کې په لږ تودولو سره لاس ته راشي:

$$Sn(OH)_2 \rightarrow SnO + H_2O$$

د قلعې **(II)** مونواکسایډ **SnO** د ډېر تودولو په صورت کې پخپله د اکسایډ جوړولو او بشپړولو (له ځان سره تعامل کولو) حالت رامنځته کوي:

$$2SnO \rightarrow Sn + SnO_2$$

په ازاده هوا کې د ساتلو پر مهال د قلعې مونواکسایډ **SnO** ورو ورو اکسایډ کیږي:

$$2SnO + O_2 \rightarrow 2SnO_2$$

د قلعې **(IV)** د مالگو د محلولونو د هایډرولیز کولو پر مهال سپین خټېښل جوړیږي چې د الفا α- قلعي تېزابو په نامه یادیږي:

$$SnCl_4 + 4NH_3 + 6H_2O \rightarrow H_2[Sn(OH)_6] + 4NH_4Cl$$

$$H_2[Sn(OH)_6] \rightarrow SnO_2 \cdot nH_2O + 3H_2O$$

د قلعي تازه لاس ته راغلی الفا - اسیډ په تېزابونو او الکلیو کې حلیږي:

$$SnO_2 \cdot nH_2O + 2KOH \rightarrow K_2[Sn(OH)_6]$$

$$SnO_2 \cdot nH_2O + 4HNO_3 \rightarrow Sn(NO_3)_4 + nH_2O$$

که چیرې د قلعي الفا- اسيډ وساتل شي نو زړېږي، اوبه له لاسه ورکوي او په بېټا **β** - قلعي اسيډ باندې بدلیږي چې کیمیایي فعالیت نه لري. د قلعي **(II)** د مالګې پر محلول باندې د سولفیډونو د اغېز پر مهال د قلعي مونوسولفیډ **SnS** خټېېل تل ته ښکته کېږي:

$$Sn^{2+} + S^{2-} \rightarrow SnS \downarrow$$

دا سولفیډ کېدای شي چې د امونیم پولي سولفیډ د محلول پر مټ تر قلعي ډای سولفیډ **SnS_2** پورې اکسایډ شي:

$$SnS + (NH_4)_2S_2 \rightarrow SnS_2 + (NH_4)_2S$$

جوړ بدونکی ډای سولفید **SnS_2** په امونیم سولفیډ **$(NH_4)_2S$** کې حلیږي:

$$SnS_2 + 2(NH_4)_2S \rightarrow (NH_4)_4[SnS_4]$$

څلور ظرفیتي قلع د قلعي عضوي مرکبونو پراخ ګروپ جوړوي، چې په عضوي سینتېز کې، په کرنه کې د حشراتو د له منځه وړلو د زهري توکي په توګه او نورو برخو کې کاریږي.

د قلعې طاعون

د هوا د تودوخې په ۱۳٫۲ س. ګ درجو کې د نرې قلعې حجم **۲۵٫۲** سلنه زیاتیږي او په خپل سر بل فازي حالت ته تېرېږي، یانې په خړه قلع یا الفا- قلع **(α-Sn)** بدلیږي چې په بلوري جالۍ کې یې اتومونه یو بل ته لږ نږدېوالی لري. څومره چې د چاپیریال د هوا د تودوخې درجه ټیټه وي هماغومره یوه بڼه (موډیفیکېشن) پر بله بڼه ژر اوړي. د هوا په منفي **۳۳**- س. ګ درجو کې یې دا بدلون د چټکوالي لوړې کچې ته رسیږي. قلع ماتیږي او په پوډر باندې بدلیږي. که چیرې خړه او سپینه قلع په خپل منځ کې سره یو ځای شي نو سپینه قلع مسموميږي. د دې ښکارندو ټولګه «د قلعې طاعون» په نامه یادیږي. دې بهیر ته دا او سنی

نوم پر ۱۹۱۱ ز کال «گ. کوېن» ورکړی دی. د دې فازي بدلون پوهنیزه څېړنه پر ۱۸۷۰ ز کال د روسیې د پیتربورگ کیمیاپوه او اکاډمیسین «یولي فیودوروویچ فریشه» (۱۸۰۸-۱۸۷۱) پیل کړې وه. دا جوته شوې چې دا بهیر پر سپینې قلعې باندې د خړې قلعې الوتروپې بدلون دی چې د الماسو رغښت خپلوي. په دې اړه نامتو روسي کیمیاپوه «دمیتري ایوانوویچ مېندېلېېف» (مندلیف) (۱۸۳۴-۱۹۰۷) ډېرې ارزښتناکې کتنې په خپل اثر «د کیمیا بنسټونه» کې کړې دي.

سپینه قلع، سپینو زرو ته ورته رنگ لرونکی، ځلاند فلز دی چې تیتراگونال جوړښت لري او الکتروني حالت یې s^2p^2 او د بېټا **β** -فاز لري. خړه قلع کووالینسي کریستال دی، الماسي جوړښت لري الکتروني حالت یې sp^3 دی او د **α** الفا- فاز لري. له سپین څخه خړ ته او له خړ څخه سپین فاز ته د قلعې فازي تېرېدنه راتېرېدنه د الکتروني جوړښت له سره جوړېدو سره او له پیاوړي (۲۵,۲ سلنې) حجمي اغېز سره ملگرې ده.

«د قلعې طاعون» د مخنیوي له وسایلو څخه یوه هم قلعې ته د تثبیت کوونکي وراضافه کول دي، د ساري په توگه د بیسموټ **Bi** وراضافه کول. له بل پلوه د امونیم هیگزاکلوروستاناټ $(NH_4)_2SnCl_6$ کتالیسټ خړې قلعې ته د سپینې قلعې د تېرېدو بهیر د تودوخې په ډېرو ناټیټو درجو کې چټکوي.

۵۱. انټیموني

انټیموني د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د پینځمې دورې یو عنصر دی چې سېمبول یې **Sb** او اتومي شمېره یې **۵۱** ده. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Stibium**)، په انگلیسي کې (**Antimony**) او په روسي ژبه کې (**Сурьма́**) دی. دا یو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (۰- ۳۶-۷۴۴۰) ده. انټیموني د فلز وزمه (شبه فلزونو) چې په روسي ژبه کې یې «نیمه فلز» هم بولي، په گروپ کې گډون لري. دا یو

سپينو زرو ته ورته رنګ لرونکی، شين بخون پړک لرونکی، ځيږ جوړښت لرونکی فلزوزمه دی.

انځور: انتيموني سپينو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز وزمه (شبه فلز) دی

تاريخچه يې

انتيموني له ډېرو لرغونيو زمانو خلکو ته مالوم دی. په ختيځ هېوادو کې دا عنصر د مخزېږد تر ۳۰۰۰ کاله مخکې دورو کې د لوښيو په جوړولو کې کارېده. په لرغوني مصر کې د مخزېږد په ۱۹ پېړۍ کې د انتيموني پوډر (د انتيموني سولفيډ Sb_2S_3) د (**mesten**) يا (**stem**) په نامه د وروځو د تورولو لپاره کارېده، ياني د رنجو (رانجو) کار ترې اخيستل کېده. په لرغوني يونان کې د (**στίμμι**) يا (**στίβι**) په نامه نامتو وو، لاتيني نوم (**stibium**) يې له همدغه يوناني نامه اخيستل شوی دی. د ۱۲-۱۴ ز پېړيو پر شاخوا يې د (**antimonium**) نوم راپيدا شو. د انتيموني د خواصو، د ده او د ده د مرکبونو د لاس ته راوړلو په اړه مفصل بيان پر ۱۲۰۴ ز کال الماني کيمياګر «باسيل والينتين» کړی وو.

پرانسي کیمیاپوه «انتوان لاورینټ دي لاوېزیر» (۱۷۴۳-۱۷۹۴) پر ۱۷۸۹ زکال انټیموني د (**antimoine**) په نامه د کیمیاېي عنصرونو په نوملړ کې ونیو، چې اوسنی انگلیسی نوم يې (**antimony**)، اسپانیایي او ایټالیایي نوم يې (**antimonio**) او الماني نوم يې (**Antimon**) دی.

د دې عنصر روسی نوم «سورمه» «**сурьма**» د تورکي او کریمیا تاتاري ژبې له (**sürmä**) څخه اخیستل شوی. دا نوم د سرپو د څلا پوډر (د سرپو (**II**) سولفیډ **PbS**) لپاره کارېده، د وروځو د تورولو لپاره کارېده، د نورو مالوماتو له مخې «سورمه» د پارسي ژبې له «سورمې» یانې فلز څخه اخیستل شوی دی.

په طبیعت کې د انټیموني شتون

د انټیموني کلارک په طبیعت کې په یو ټن کې **۵۰۰** میلي گرامه دی. د ختیځلي (رسوبي) توکیو په پرتله په هغو توکیو کې چې له اور غورځوونکیو غرونو څخه راوتلي وي د انټیموني کچه کمه ده. له رسوبي ډولونو څخه يې تر ټولو ډېره کچه په خټینو شیستونو (**Schist**) کې شتون لري چې په یو ټن کې **۱,۲** گرامه ده. په بوکسیټ کاني ډبرو او فاسفوریټونو (ډبرو) کې يې کچه په یو ټن کې **۲** گرامه ده. د اهاکو په رسوبي ډبرو (لیمیسټون) «**Limestone**» او د سېنډسټون (**Sandstone**) په رسوبي ډبرو کې يې کچه تر ټولو ډېره لږ ده، یانې چې په یو ټن کې **۰,۳** گرامه ده. د سکرو په ایره کې د انټیموني کچه ډېره ده. دا عنصر له یوې خوا په طبیعي مرکبونو کې د فلز خواص لري او یو کالکوفیلي عنصر دی او د سټیب نیټ **Sb_2S_3** مینرال جوړوي. له بلې خوا د فلز وزمه (شبه فلزونو) خواص لري چې په بېلابېلو سولفوسالټ (**Sulfosalt**) جوړښتونو کې ځرگندېږي، لکه په بورنونیټ **$PbCuSbS_3$**، بولانژیریټ **$Pb_5Sb_4S_{11}$**، تېتراایډریټ **$(Cu,Fe)_{12}Sb_4S_{13}$**، جېمسونیټ **$Pb_4FeSb_6S_{14}$**، پیرارگیریټ **Ag_3SbS_3** او نور. له داسې فلزونو سره لکه له مسو، ارسینیک او پالاډیم سره انټیموني کولای شي چې انټرمیټالیک

مرکبونه (یا ګډوله مرکبونه) ورکړي . د انټیموني ایوني نیم قطر Sb^{3+} د ارسینیک او بیسموټ د ایونونو نیم قطرونو ته تر ټولو ډېرې نږدې دي، چې له برکته یې په (Fahlores) سولفیډونو او ګیوکرونیټ $Pb_5(Sb, As)_2S_8$ کې د انټیموني او ارسینیک د بنې یو ډول والي تعویضي حالت لیدل کیږي، په کوبیلیټ $Pb_6FeBi_4Sb_2S_{16}$ او نورو کې د انټیموني او بیسموټ د بنې یو ډول والي تعویضي حالت لیدل کیږي. انټیموني په ډېرې لږې کچې سره (د ګرامونو، د ګرامونو لسمې برخې، کله کله سلمه برخه په یوه ټن کې) په ګالینا PbS ، سفالیریټ ZnS ، بیسموټینیټ Bi_2S_3 ریالګار AsS او نورو سولفیډونو کې شتون لري . د انټیموني د الوتلو (هوا ته پورته کېدلو) وړتیا د ده په یو لړ مرکبونو کې په پرتلیزه توګه ټيټه ده . د انټیموني هالیډ $SbCl_3$ د الوتلو تر ټولو ډېره وړتیا لري . په سوپرجین (supergene) شرایطو کې سټیب نیټ نږدې له لاندې معادلې سره سم اکسایډ کیږي: $Sb_2S_3 + 6O_2 = Sb_2(SO_4)_3$. په پایله کې پیدا شوی انټیموني اکسایډ سولفاټ پایدار نه دی، ژر هایډرولیز کیږي او په انټیموني اوکر (Antimony Ochre) یانې په سیروانټیټ Sb_2O_4، سټیبیکونیټ $Sb_2O_4 \cdot nH_2O$، والینټینیټ Sb_2O_3 او نورو باندې بدلیږي. په اوبو کې یې د حلېدو وړتیا ډېره لږ ده، په یوه لیټر کې ۱,۳ میلي ګرامه ده، خو دا وړتیا یې د الکلیو په محلولونو او سولفوري فلزونو (سولفیډونو) کې ډېره لوړیږي او په پایله کې یې داسې تیوکسیلاټونه جوړوي لکه سوډیم تیوکسیلاټ (سوډیم ترای تیو انټیموناټ) Na_3SbS_3 . د سمندري اوبو په یو لیټر کې یې کچه ۰,۵ میکروګرامه ده . د سټیب نیټ Sb_2S_3 مینرال یې ډېر صنعتي ارزښت لري چې ۷۱,۷ سلنه یې انټیموني دی . دا سولفوسالټ مینرالونه یې لکه ټېترااېډریټ $Cu_{12}Sb_4S_{13}$ ، بورنونیټ $PbCuSbS_3$ ، بولانژیریټ $Pb_5Sb_4S_{11}$ ، او جېمسونیټ $Pb_4FeSb_6S_{14}$ ډېر صنعتي ارزښت نه لري.

کانونه یې : انټیموني د سویلي افریقا جمهوریت، الجزایر، ارمنستان، تاجکستان، بلغاریا، روسیې، فنلېنډ، چین، قرغزستان، او کاناډا په خاورو کې موندل کیږي.

ایزوټوپونه يې

طبيعي انتيموني له دوو پايښت لرونکيو ايزوټوپونو جوړ دی او هغه يو د ^{121}Sb ايزوټوپ دی چې ډېروالی يې ۵۷,۳۶ سلنه دی. دويم يې د ^{123}Sb ايزوټوپ دی چې ډېروالی يې ۴۲,۶۴ سلنه دی. د دې عنصر ۳۵ نور راديواکتيفي ايزوټوپونه هم پېژندل شوي چې د هغوی له شمېر څخه يې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي يو د انتيموني-۱۲۵ ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۲,۷۶ کاله دی. بل يې د انتيموني-۱۲۴ ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۶۰,۲ ورځې دی. بل يې هم د انتيموني-۱۲۶ ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۱۲,۳۵ ورځې دی. د نورو ټولو ايزوټوپونو نيمايي عمر يې تر څلورو ورځو لنډ دی، د ډېری نيمايي عمر يې تر يوه ساعته هم لنډ دی. د دې عنصر د ټولو ۳۷ پېژندل شويو ايزوټوپونو د کتلو شمېرې يې له ۱۰۳ څخه پيل او پر ۱۳۹ پای ته رسيږي.

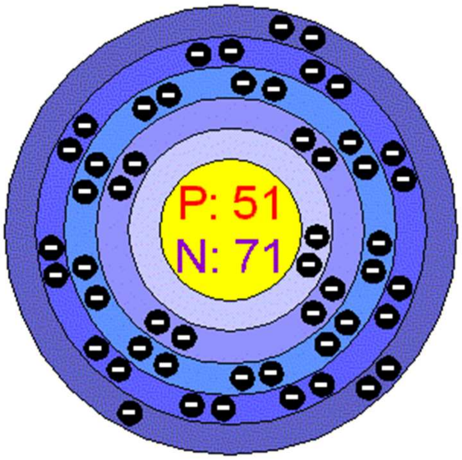
د انتيموني اتوم

د انتيموني د اتوم هسته له ۵۱ پروتونونو او ۷۱ نيوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۵۱ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۵ ده. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په درېيمه کې يې ۱۸، په څلورمه کې يې هم ۱۸، او په پينځمه انرژيکي سويه کې يې ۵ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۲۲ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د انتيموني اتومي کتله ۱۲۱,۷۶۰ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Kr]\ 4d^{10}\ 5s^{2}\ 5p^{3}$ سره ښودل کيږي.

- د اتوم نیمایي قطر یې **۱۵۹** پ. م دی.



انځور: د انتیموني د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

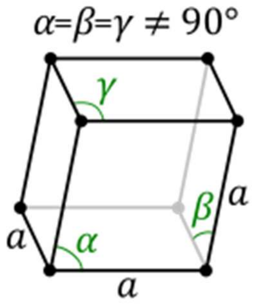
- د انتیموني کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۶,۶۹۱** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۶۳۰,۶۳** ده. (د ک په شمېر **۹۰۳,۷۸** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۱۶۳۵** ده. (د ک په شمېر **۱۹۰۸** ده)
.
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۲۰,۰۸** کیلوجوله\موله دی.
- د براس تودوالی یې **۱۹۵,۲** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۵,۲** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې **۱۸,۴** س. م. م\موله دی.

انټيموني په نږه حالت کې سپينو زرو ته ورته رنګ لرونکي کريستالونه جوړوي. په داسې حال کې چې ظاهري بڼه يې سرې ته فلز ورياداوي، کريستالي (بلوري) انټيموني د ډېر ژر ماتېدو (نازکوالى) خاصيت لري، د تودوخې او برېښنا تېرولو وړتيا يې هم کمه ده. له نورو ډېرى فلزونو څخه په توپير کې له سړېدو سره سم پراخيږي. انټيموني **Sb** د سرپو **Pb** د ويلي کېدو او بلوري کېدو ټکي راټيټوي، او پخپله ګډوله فلز د جامد کېدو پر مهال د حجم له پلوه يو څه پراخيږي.

د انټيموني څلور فلزي الوتروپي بڼې پېژندل شوې چې په بېلابېلو فشارونو کې شتون لري، درې بې شکله (امورفي) ډولونه لري چې هغه چاودنيز، تور او ژېړ انټيموني دي.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د انټيموني د بلوري جالۍ جوړښت تريګونال سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې a_{hex}=٤,٣٠٧; c_{hex}=١١,٢٧ دی.
- د ډيباى د تودوخې درجه يې ۲۰۰ کيلوينه ده.



انځور: د انټيموني د بلوري جالۍ جوړښت تريګونال سېستم لري

کيميايي خواص يې

- د انټيموني کووالينسي نيم قطر ۱۴۰ پ. م دی.

- د ایون نیم قطر یې (e^{+2}) ۶۲ (e^{-3}) **۲۴۵** پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې **۲,۰۵** پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک یې صفر ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې **۵**، ۳، ۳- دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې **۸۳۳,۳** کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (**۸,۶۴**) الکترون ولټه ده.

دا عنصر له ډېرو فلزونو سره انټرمیټالیک مرکبونه جوړوي چې انټیمونیډونه نومیږي. په مرکبونو کې یې بنسټیز ظرفیتي حالتونه **III** او **V** دي. ټینګ اکسایډ کوونکي تېزابونه له انټیموني سره په فعال ډول تعامل کوي.

سولفوریک اسیډ **H_2SO_4** انټیموني په انټیموني (**III**) سولفاټ **$Sb_2(SO_4)_3$** باندې بدلوي او سولفوري ګاز **SO_2** ازادوي:

$$2Sb + 6H_2SO_4 \longrightarrow Sb_2(SO_4)_3 + 3SO_2\uparrow + 6H_2O$$

نایټریک اسیډ **HNO_3** انټیموني په انټیموني اسیډ **H_3SbO_4** باندې اړوي:

$$Sb + 5HNO_3 \longrightarrow H_3SbO_4 + 5NO_2\uparrow + H_2O$$

انټیموني په سلطاني تېزابو **HNO_3 + ۳ HCl** کې حلیږي:

$$3Sb + 18HCl + 5HNO_3 \longrightarrow 3H[SbCl_6] + 5NO\uparrow + 10H_2O$$

انټیموني **Sb** له هالوجینونو سره په اسانۍ تعامل کوي. له ایوډینو **I_2** سره په غیرفعال اتموسفیر کې په لږې تودوخې ورکولو سره تعامل کوي او په پایله کې انټیموني ترای ایوډایډ **SbI_3** جوړوي:

$$2Sb + 3I_2 \longrightarrow 2SbI_3$$

له کلورینو **Cl۲** سره په بېلابېل ډول د تودوخې له درجې سره برابر تعامل کوي:

$$2Sb + 3Cl_2 \xrightarrow{20^oC} 2SbCl_3$$

$$2Sb + 5Cl_2 \xrightarrow{80^oC} 2SbCl_5$$

لاس ته راوړل يې

د دې عنصر د لاس ته راوړلو تر ټولو ډېره بنسټيزه لار د انټيموني د سولفيډي ډبرو سره کول (ډېره تودوخه ورکول) او تر دې وروسته د سکرو په اکسايډ سره چاڼل او نرم کول دي. په دې لاندې دوو بېلګو کې له اکسيجن **O۲** او کاربون **C** سره د انټيموني سولفيډ **Sb۲S۳** د نرم کولو تعاملونه ښودل شوي:

$$2Sb_2S_3 + 9O_2 \xrightarrow{t^oC} 6SO_2\uparrow + 2Sb_2O_3$$

$$2Sb_2O_3 + 3C \xrightarrow{t^oC} 2Sb + 3CO\uparrow$$

کارونه يې

انټيموني د نيم برېښنا تېروونکيو توکيو د توليد په صنعت کې د ډيوډونو (**diode**) په توليد کې ، د پيسو مالوموونکي حسګر ماشين (**infrared detector**)، د هال اغېز وسايلو (**Hall effect**) په توليد کې کارېږي او کارېدنه يې مخ په زياتېدو ده. همدا راز د بالټيو، د سولېدو ضد ګډوله فلزونو، د چاپ قالبونو، د سپکې وسلې او رسام کارتوسو (مرميو)، د کېبلونو د پوښونو، اورلګيتو، دارو درملو، د لېم کولو سيمونو په توليد او نورو برخو کې کارېږي.

د انټيموني مرکبونه د اکسايډونو، سولفيډونو په بڼه، سوډيم انټيموناټ $NaSbO_3$ او انټيموني ترای کلورايډ $SbCl_3$ د اور ضد او ډېرې تودوخې طاقت لرونکيو، سيراميکو ګچونو، ښيښې او نورو په توليد کې کارېږي. انټيموني ترای اکسايډ Sb_2O_3 د انټيموني له مرکبونو څخه تر ټولو ډېر مهم مرکب دی او په ټوله کې د ډېرې تودوخې په وړاندې طاقت لرونکيو سامان الاتو کې کارېږي. د انټيموني سولفيډ د اورلګيتو د خليو د سروکيو د توکيو يوه برخه جوړوي.

د انټيموني طبيعي سولفيډ ستيب نيټ Sb_2S_3 په لرغونيو زمانو کې په طب او ارايش سامان کې کاربده. ستيب نيټ لا تر اوسه په ځينو پرمختلليو هېوادو کې د درمل په توګه کارېږي.

د انټيموني داسې مرکبونه لکه ميګلومين انټيموناټ (انټيمونياټ) او سوډيم ستيبوګلوکوناټ $C_{12}H_{38}Na_3O_{17}Sb_2$ د ليشمانياز (**Leishmaniasis**) ناروغۍ په درملنه کې کارېږي.

۵۲. ټيلوريم

ټيلوريم د کيميايي عنصرونو د دوره يي جدول د پېنځمې دورې يو عنصر دی چې اټومي شمېره يې **۵۲** او سېمبول يې **Te** دی. د دې عنصر نوم په لاتيني ژبه کې (**Tellurium**)، په انګليسي کې (**Tellurium**) او په روسي ژبه کې (**Теллу́р**) دی. دا عنصر د فلز وزمه (شبه فلزونو) يا نيمه فلزونو په شمېر کې راځي. ټيلوريم سپينو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز وزمه دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره يې (۱۳۴۹۴-۸۰-۹) ده.

انځور: ټیلوریم سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز وزمه (شبه فلز) دی

تاریخچه او د نامه ریښه یې

ټیلوریم لومړی ځل پر ۱۷۸۲ ز کال د اتریش-هنګري د «ترانسیلوانیا» په سره زر لرونکیو کاني ډبرو کې د غرني کارکوونکي او طبیعت ازمایښتوونکي «فرانس جوزیف میولر فون رایخین شتاین» (۱۷۴۰ یا ۱۷۴۲-۱۸۲۵) کشف کړ. پر ۱۷۹۸ ز کال الماني کیمیاپوه «مارتین هاینریش کلاپروت» ټیلوریم له نورو توکیو بېل کړ او د ده مهم خواص یې ونومېرل.

د ټیلوریم کلمه د لاتیني ژبې له (tellus، telluris) څخه اخیستل شوې چې د «ځمکې» مانا لري.

په طبیعت کې د ټیلوریم شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د ټیلوریم کچه 10^{-6}×۱۰۱۰ سلنه ده . د ټیلوریم نږدې ۱۰۰ مینرالونه پېژندل شوي دي . د مسو ، سرپو ، جستو او سرو زرو ټیلورایډونه یې تر نورو ټولو ډېر موندل کیږي . نورو عنصرونو ته د ټیلوریم ورته (ایزومورفي) کچه په ډېرو سولفیډونو کې لېدل کیږي، خو د ټیلوریم-سولفور د بڼې یو ډول والی (ایزومورفیزم) د سیلینیم-سولفور د بڼې تر یو ډول والي لږ څرګند دی، او سولفیډونه د ټیلوریم په محدود ناخالص توب کې ګډون لري . د دې عنصر د مینرالونو له شمېر څخه الټایټ **PbTe**، سیلوانیټ (**$AgAuTe_4$**) ، کالاویریټ (**$AuTe_2$**) ، هیسیټ (**Ag_2Te**) ، کرینیریټ **[(Au, Ag)Te]**، پیټزیټ (**Ag_3AuTe_2**) ، موټمانیټ **[(Ag, Au)Te]** ، مونتېرېیټ (**Au_2Te_3**) ، ناګیاګیټ (**$[Pb_5Au(Te, Sb)]_4S_5$**) ، تترا ډیمیټ (**Bi_2Te_2S**) مینرالونه ځانګړې ارزښت لري . د ټیلوریم اکسیجني مرکبونه هم موندل کیږي، د ساري په توګه ټیلوریم ډای اکسایډ **TeO_2** .

په طبیعت کې څه ناڅه نږه ټیلوریم له سیلینیم **Se** او سولفور **S** سره هم موندل کیږي، لکه جاپانی ټیلوریمي سولفور ۰٫۱۷ سلنه ټیلوریم لري او ۰٫۰۶ سلنه سیلینیم.

لاس ته راوړل یې

د ټیلوریم بنسټیزه سرچینه د مسو او سرپو د الکترولیتي چاڼلو پوسې دي . پوسې پخیږي (لکه اومې خښتې چې په اور پخیږي) ، ټیلوریم په پاتې شوني توکي کې پاتې کیږي او دا پاتې شونی توکی د مالګې په تېزابو **HCl** مینځل کیږي . له لاس ته راغلي مالګین-تروه محلول څخه سولفور ډای اکسایډ **SO_2** تېروي او ټیلوریم ترې بېلېږي .

له ټیلوریم څخه د سیلینیم او ټیلوریم د بېلولو لپاره سولفوریک اسیډ **H_2SO_4** وراضافه کیږي . له دې سره یو ځای د ټیلوریم ډای اکسایډ **TeO_2** ختېبل کیږي (تل ته ښکته کیږي)

او سیلینوس اسیډ H_2SeO_3 په محلول کې پاتې کیږي . له ټیلوریم ډای اکسایډ TeO_2 څخه ټیلوریم د سکرو پر مټ راایستل کیږي او نره کیږي.

له سولفور او سیلینیم څخه د ټیلوریم پاکول د (الومینیم Al ، جست Zn) تر بشپړوونکي اغېز لاندې په الکلي چاپیریال کې په حلېدونکي ډای سوډیم ډای ټیلورایډ Na_2Te_2 باندې بدلیږي:

$$6Te + 2Al + 8NaOH \rightarrow 3Na_2Te_2 + 2Na[Al(OH)_4]$$

د ټیلوریم د ختمېل کېدو لپاره له محلول څخه هوا یا اکسیجن O_2 تېر ایستل کیږي:

$$2Na_2Te_2 + 2H_2O + O_2 \rightarrow 4Te + 4NaOH$$

د ځانګړي نره ټیلوریم Te د لاس ته راوړلو لپاره دی کلوریني Cl_2 کیږي:

$$Te + 2Cl_2 \rightarrow TeCl_4$$

د پاسني تعامل پر مټ جوړ شوی ټیلوریم تیتراکلورایډ $TeCl_4$ د تقطیر یا (**Rectification**) پر مټ نره کیږي . تر دې وروسته تیتراکلورایډ د اوبو H_2O پر مټ هایډرولیز کیږي:

$$TeCl_4 + 2H_2O \rightarrow TeO_2 + 4HCl$$

جوړ شوی ټیلوریم ډای اکسایډ TeO_2 د هایډروجن H_2 پر مټ پاکیږي:

$$TeO_2 + 2H_2 \rightarrow Te + 2H_2O$$

ایزوټوپونه یې

د ټیلوریم ۳۸ ایزوټوپونه او ۱۷ هسته یي ایزومیرونه پېژندل شوي چې د اتومي کتلو شمېرې یې له ۱۰۵ څخه پیل او پر ۱۴۲ پای ته رسیږي. طبیعي ټیلوریم له ۸ ایزوټوپونو جوړ دی چې هغه دا دي ^{120}Te، ^{122}Te، ^{123}Te، ^{124}Te، ^{125}Te، ^{126}Te. دا ۲ ایزوټوپونه یې پایښت لرونکي دي. په لومړي سر کې یې د ^{128}Te او ^{130}Te ایزوټوپونه هم د پایښت لرونکیو په شمېر کې راغلي ول، خو وروسته رادیواکتیفي وپېژندل شول چې دوه ګونې بېتا-منفي-تجزیه (β^- β^-) لري او تر تجزیې وروسته د کسینون په ^{128}Xe او ^{130}Xe ایزوټوپونو باندې بدلیږي. د لومړي ایزوټوپ نیمایي عمر یې ۲،۲ سیپټیلیونه کاله دی. (یو سیپټیلیون یو میلیون سیکسټیلیونه کیږي)، یو سیپټیلیون په بل شمېر سره داسې لیکل کیږي چې ۲۴ صفره لري (۱۰۰۰،۰۰۰،۰۰۰،۰۰۰،۰۰۰،۰۰۰،۰۰۰،۰۰۰) او لنډه بڼه یې دا 10^{24} ده، یانې (10^{24}). د دویم رادیواکتیفي ایزوټوپ نیمایي عمر ۷۹۰ تریلیونه کاله دی. له نورو مصنوعي رادیواکتیفي ایزوټوپونو څخه یې د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{121}Te ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې نږدې ۱۹ ورځې دی. له ایزومیرونو څخه یې هم ځینې اوږد عمر لري چې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی یې د ^{121m}Te ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۱۵۴ ورځې دی.

د ټیلوریم د ^{128}Te ایزوتوپ نیمایي عمر، چې پاس مو یادونه وکړه ۲،۲ سیپټیلیون کاله دی، د پیني (کایناتو) تر ارزول شوي عمر ۱۲۰ تریلیون ګرایه (چنده) زیات دی.

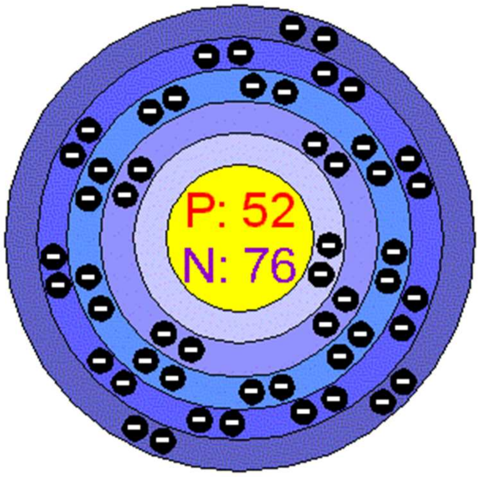
د ټیلوریم اتوم

د ټیلوریم د اتوم هسته له ۵۲ پروتونونو او ۷۲ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۵۲ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۵ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې

يې ۸، په دریيمه کې يې ۱۸، په څلورمه کې يې هم ۱۸، او په پینځمه انرژيکي سويه کې يې ۶ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۲۸ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د ټيلوريم اتومي کتله ۱۲۷,۶۰ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Kr]\ 4d^{10}\ 5s^{2}\ 5p^{4}$ سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيم قطر يې ۱۲۰ پ. م دی.



انځور: د ټيلوريم د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

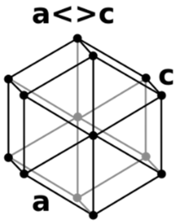
- د ټيلوريم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې ۶,۲۴ گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۴۴۹,۵۱ ده. (د ک په شمېر ۷۲۲,۶۶ ده).

- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۹۸۸ ده. (د ک په شمېر ۱۲۲۱ ده).
- د ويلي کېدو تودوالی يې ۱۷,۹۱ کيلوجوله\موله دی.
- د اېشېدو تودوالی يې ۴۹,۸ کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې ۲۵,۸ جوله\(کيلوين. موله) دی.
- مولي حجم يې ۲۰,۵ س. م. م\موله دی.

ټيلوريم غوټ ماتېدونکی (ژر ماتېدونکی)، سپينو زرو ته ورته رنگ لرونکی او د فلزي ځلا لرونکی توکی دی. د نريو قشرونو (پاڼو) په بڼه سوربخون قهوه يي، او د برېاسونو په بڼه د سرو زرو او زېړ بخونه رڼا يا ځلاکوي.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د ټيلوريم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډيز (هيگزاگونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې a=٤,٤٥٧ c=٥,٩٢٩ انگسترومه دی.



انځور: د ټيلوريم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډيز (هيگزاگونال) سېستم لري

کيميايي خواص يې

- د ټيلوريم کووالينسي نيم قطر ۱۳۶ پ. م دی.
- د ايون نيم قطر يې (+2e) ۵۶۲۲۱ (-2e) پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې ۲,۱ پاولينگه دی.

- الکترودي ځواک يې صفر ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجې يې ۲+،۴+،۲+،۲- دي.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې ۸۶۹،۰ کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمېر (۹،۰۱) الکترون ولټه ده.

ټيلوريم د سولفور په پرتله لږ کيمايي فعاليت لري. دی په الکليو کې حليږي، د نايټريک اسيډ (HNO_3) او سولفوريک اسيډ H_2SO_4 تر اغېز لاندې راځي، خو د مالګې په نريو تېزابو HCl کې لږ حليږي. فلزي ټيلوريم له اوبو سره په ۱۰۰ س.ګ درجو تودوخه کې تعامل پيلوي، خو د پوډر په بڼه ان د کوټې د هوا د تودوخې په درجو کې هم اکسايډ کيږي او د ټيلوريم ډای اکسايډ TeO_2 جوړوي.

په هوا کې د تودوخې ورکولو يا تودېدو پر مهال سوځي او ټيلوريم ډای اکسايډ TeO_2 جوړوي. دا کلک مرکب پخپله د ټيلوريم په پرتله د الوتلو (هوا کولو) لږه وړتيا لري، ځکه خو له اکسايډونو څخه د ټيلوريم د پاکولو لپاره له بهيدونکي (تېرېدونکي) هايډروجن څخه د تودوخې په ۵۰۰ - ۶۰۰ س.ګ درجو کې کار اخيستل کيږي.

ټيلوريم په ويلي شوي حالت کې ډېر غير فعال دی، ځکه خو د ده په ويلي کولو کې د کانتينري توکيو په توګه ګرافيټ (د کاربون يو ډول دی) او کوارټز SiO_2 کاريږي.

کارونه يې

ټيلوريم د سرپو د ګډوله فلزونو په توليد کې، چې د تاوېدو راتاېدو زښت ډېر تاب لري (د کېبلونو په توليد کې) کاريږي. د سرپو-تېزابي بېټريو په توليد کې کاريږي.

د برېښنا نيم تېروونکيو (نيمه هادي) توکيو او سامان په توليد کې لوی رول لري. پر راتلونکيو کلونو به ټيلورايډونه، د دوی ګډوله فلزونه او له سيلينيډونو سره د ده ګډوله

فلزونه د ترموالکترو جنراتورونو (**Thermoelectric generators**)، چې د ګټورې انرجۍ د تولید (**Energy conversion efficiency**) لوړ اغېز یانې له ۷۲ څخه تر ۷۸ سلنې پورې لوړ اغېز لرونکي جنراتورونه به وي او دا به داسې شونتیا برابره کړي چې د موټرو په صنعت کې وکارول شي.

د ټیلوریم داسې ګډوله فلزونه لکه کاډمیم-سیماب-ټیلوریم، چې لنډ نوم یې (کسټ) دی، د توغندیو له توغولو څخه د وړانګو وتل کشفوي او پر مټ یې له تشیال (کیهان) څخه له اتموسفیري کړکیو څخه د مخالفینو (دوښمنانو) څارنه کیږي. د (کسټ) درې ګونی ګډوله فلز (کاډمیم-سیماب-ټیلوریم) په اوسني الکتروني تخنیک کې یو له ډېرو قیمتي توکیو څخه دی.

ټیلوریم د ربړ جوړولو او تولید کې کاریږي؛ د ښیښو د ځانګړیو مخبېلګو (ماډلونو، مارکونو) کې له ټیلوریم ډای اکسایډ TeO_2 څخه کار اخیستل کیږي. سربېره پر دې د ټیلوریم په ګډون ځینې جوړې شوې ښیښې نیم برېښنا تېروونکې دي او د دغسې خاصیت لرونکې ښیښې په الکترونیکي تخنیک کې کاریږي.

د دې فلز وزمه په ګډون ځانګړې جوړې شوې ښیښې (دا ښیښې ډېرې رڼې، د تودوخې په لږ درجو کې ویلې کیږي، او برېښنا تېروونکې دي) د کیمیایي تعاملونو د سرته رسولو کیمیایي بټیو په ځانګړیو سامان الاتو کې کاریږي. ټیلوریم د ځینو برېښنایي ګروپونو په تولید کې کاریږي.

د ټیلوریم ګډوله فلز په (**CD-RW**) ټیکلیو کې، په تېره بیا د (**Mitsubishi Chemical Corporation**) کارپورېشن د (**Verbatim**) مارک په ټیکلیو کې کاریږي.

۵۳. ایوډین

ایوډین د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د پېنځمې دورې یو عنصر دی چې سېمبول یې **I** او اتومي شمېره یې **۵۳** ده . د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Iodum**)، په انګلیسي کې (**Iodine**) او په روسي ژبه کې (**Йóд**) دی. دا یو کیمیایي فعال نافلز دی او د هالوجینونو په ګروپ کې ګډون لري. ایوډین یو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (**۷۵۵۳-۵۶-۲**) ده . په عادي شرایطو کې تور او خړ رنګ لرونکي بلورونه دي چې د چونیا رنګ فلزي ځلا کوي. په اسانۍ چونیایي رنګه بړاسونه جوړوي چې تېز بوی لري. ایوډین دوه اتومه مالیکول لري او فورمول یې I_2 دی.

انځور: ایوډین ځلاند تور او خړ رنګ لرونکی نافلز دی، په ګاز حالت کې چونیایي رنګ لري

تاریخچه او نوم یې

د دې عنصر نوم پرانسي کیمیاپوه او فیزیکپوه «جوزیف لویي ګېلوساک» (۱۷۷۸-۱۸۵۰) وړاندیز کړې وو . د عنصر نوم د لرغونې یوناني ژبې له (**iodes**) څخه اخیستل شوی چې د

توتکۍ گل (بنفشه گل) ته ورته مانا لري. د توتکۍ گل رنگ چونیایي دی، د ایوډینو د براس رنگ هم چونیایي دی، نو د رنگ د ورته والي له کبله یې نوم له یوناني ژبې څخه «د توتکۍ گل ته ورته» مانا ورکوي. دا کتنه پرانسي کیمیاپوه «برنارد کورتویس» (۱۷۷۷-۱۸۳۸) داسې کړې وه چې د ټینگ سولفوریک اسیډ H_2SO_4 لرونکې سمندري اوبړیو ایرې (**mother liquor**) ته یې تودوخه ورکړې وه او بیایې نومورې رنگ پکې لیدلی وو. په طب او بیولوجۍ کې د عنصر له پخوانۍ نومښودنې سره سم چې د ۲۰ پېړۍ تر نیمایي یې شتون درلود، زیاتره د «ید» په نامه یادېږي، د ساري په توگه «د ید محلول».

په اوسنۍ کیمیایي نومښودنه کې د ایوډین نوم کارېږي. همدا حالت په ځینو نورو ژبو کې شتون لري. د ساري په توگه په المانۍ ژبه کې (**Jod**) دی او له نومونپوهنیز پلوه یې کره (**Iod**) دی. پر ۱۹۵۰ ز کلونو د عنصر د نامه له بدلون سره هممهال د ده سېمبول هم له (**J**) څخه په (**I**) بدل شو.

ایوډین پر ۱۸۱۱ ز کال پرانسي کیمیاپوه «برنارد کورتویس» (۱۷۷۷-۱۸۳۸) د سمندري اوبړیو په ایره کې کشف کړ او له ۱۸۱۵ ز کال څخه «گېلوساک» دی د کیمیایي عنصر په توگه وگاڼه او ومانه.

په طبیعت کې د ایوډینو شتون

ایوډین یو کمپېښنه عنصر دی. د ځمکې د پاسني کلک قشر په یو ټن کې یې کچه ټول ټال ۴۰۰ میلي گرامه ده. خو ایوډین یوه ځانگړتیا لري او هغه په طبیعت کې د ده زښت ډېر تیتوالی دی. په داسې حال کې چې دی ډېر خپور شوی عنصر نه دی خو بیا هم په هر ځای کې شتون لري. د ایوډایډونو په بڼه په سمندري اوبو کې شتون لري. د سمندري اوبو په یو ټن کې یې کچه له ۲۰ تر ۳۰ میلي گرامو ده. په ژوندیو اورگانیزمونو کې، په ډېره کچه په اوبړیو (سمندري بوټیو، د اوبو وابښو) کې شتون لري. له یو ټن وچ شوي سمندري کرم څخه

۵ کیلوگرامه ایوډین لاس ته راځي. په وچ طبیعت کې هم په ازاد ډول د مینرال په توګه موندل کیږي، خو دا مینرالونه یې ډېر لږ دي او د ایټالیا د «ولکانو» د کوشني ټاپو د سرو اوبو په چینو کې موندل کیږي. د طبیعي ایوډ ایډونو زېرمې ۱۵۰ میلیونه ټنه ارزول کیږي، ۹۹ سلنه زېرمې یې په چیلي او جاپان کې دي. په اوسني وخت کې په دغو هېوادو کې د ایوډینو د راایستلو کار چټک روان دی. د ساري په توګه د چیلي (Atacama Minerals) په کال کې څه د پاسه ۷۲۰ ټنه ایوډین تولیدوي. د ایوډینو تر ټولو نامتو مینرال د لاوټاریټ $Ca(IO_3)_2$ مینرال دی. د دې عنصر ځینې نور مینرالونه ایوډوبرومیټ Ag(Br, Cl, I) ، ایمبولیټ Ag(Cl, Br) ، مایېرسیټ (Ag,Cu)I دي.

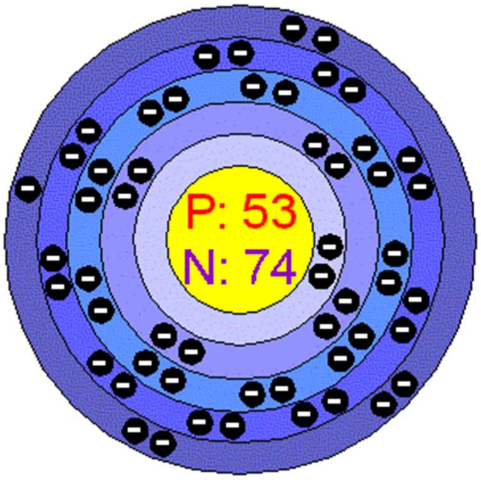
په روسیه کې په صنعتي ډول د ایوډینو لاس ته راوړلو لپاره اومه توکي پیترولي (نفتي) برمه یې اوبه دي، خو په هغو بهرنیو هېوادو کې چې د پیترولو کانونه نه لري، د ایوډینو د لاس ته راوړلو لپاره سمندري اوبږي کاریږي. همدا راز د چیلي د سوډیم نایټراټو (The mother liquor)، د پوټاسیمي او سوډیمي تولیداتو لای (lye)، چې له دغسې اومه توکي څخه د ایوډینو تولید څو ګرایه قیمته کوي، هم د ایوډینو د لاس ته راوړلو لپاره کاریږي.

د ایوډینو اتوم

د ایوډینو د اتوم هسته له ۵۳ پروتونونو او ۷۴ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۵۳ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۵ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په دریمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې هم ۱۸، او په پینځمه انرژیکي سویه کې یې ۷ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۲۷ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د ايوډينو اتومي کتله (د اتوم کتله) **۱۲۶,۹۰۴۴۷** اتومي واحده ده.
- د اتوم د الکتروني وېش فورمول يې دا **[Kr] ٤d١٠ ٥s٢ ٥p٥** دی.
- د اتوم نيمايي قطر يې **۱۳۲** پ. م دی.



انځور: د ايوډينو د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

- د ايوډينو کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې **۴,۹۳** گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۱۱۳,۷** ده. (د ک په شمېر **۳۸۶,۸۵** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۱۸۴,۳** ده. (د ک په شمېر **۴۵۷,۴** ده).
- د ويلي کېدو تودوالی يې **۱۵,۵۲** کيلوجوله\موله دی.

- د ړاس تودوالی یې ۴۱,۹۵ کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې ۵۴,۴۴ جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې ۲۵,۷ س. م.م \موله دی.

د دې عنصر د اتوم د بهرني قشر الکتروني وېش په دې فورمول $5s^2p^5$ سره ښودل کیږي. په مرکبونو کې د اکسایډ جوړولو ۱-، ۰، ۱+، ۳+، ۵+، او ۷+ درجې ښیي. (ظرفیتونه یې I ، III، V او VII دي)

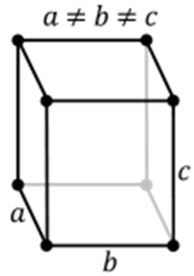
د ایوډینو د خنثا اتوم نیم قطر ۰,۱۳۲ نانومتره دی، ایوني نیم قطرونه یې له I^- ، I^{5+} او I^{7+} سره مساوي دي، چې ۰,۱۰۹-۰,۰۵۸ ;۰,۲۰۶ ؛ ۰,۰۶۷-۰,۰۵۶ نانومتره کیږي. د دې عنصر د خنثا اتوم د پرله پسې ایون جوړولو انرجي له ۱۰,۱۹ ;۱۰,۴۵ ۳۳ الکترون ولټه سره مساوي ده .له الکترون سره د یوځای کېدو انرژي یې ۳,۰۸ الکترون ولټه ده. ایوډین د نافلزونو په شمېر کې راځي.

دا عنصر په عادي شرایطو کې یو جامد توکی دی، تور او خړ رنګ، فلزي ځلا او ځانګړې بوی لري. ړاسونه یې چونیا رنګ لري، هماغسې لکه محلولونه چې په غیر قطبي عضوي حل کوونکیو کې وي. د ساري په توګه په بینزین C_6H_6 کې، البته په قطبي الکولو کې له قهوه یي محلول څخه په توپیر کې شتون لري. په اوبو کې ښه نه حلیږي، په یو لیټر کې ۰,۲۸ ګرامه حلیږي. د الکلي فلزونو د ایوډایډونو د اوبو په محلولونو کې ښه حلیږي چې په پایله کې ترای ایوډایډونه جوړوي، د ساري په توګه پوتاسیم ترای ایوډایډ KI_3.

ایوډین د کوټې د هوا د تودوخې په درجو کې ټینګ چونیا رنګ لرونکي کریستالونه دي. په اتموسفیر هوا کې د تودوخې ورکولو پر مهال تصعید (سوبلیمېشن) کیږي، یانې په داسې ړاسونو بدلیږي چې چونیا رنګ لري. د ایوډینو ړاس د سړېدو پر مهال پرته له دې چې مایع فاز غوره کړي، کریستال کیږي. په پراکتیک کې په همدې ډول له نورو نه الوتونکیو توکیو څخه را ایستل کیږي.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د ايوډينو د بلوري جالۍ جوړښت معيني ساده (اورتورومبيک) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې a=٧,١٨ b=٤,٧١ c=٩,٨١ دي.



انځور: د ايوډينو د بلوري جالۍ جوړښت معيني ساده (اورتورومبيک) سېستم لري

انځور: د ايوډينو بړاسونه چوڼيا رنګ لري

کيميايي خواص يې

- د ايوډينو کووالينسي نيم قطر ١٣٣ پ.م دی.
- د ايون نيم قطر يې (e٧+) ۵٠ (e١-) ٢٢٠ پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې ٢,٦٦ پاولينګه دی.

- الکترودي ځواک يې صفر ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجې يې ۷ ، ۵ ، ۳ ، ۱ ، ۰ ، ۱- دي.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې ۱۰۰۸,۳ کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمېر (۱۰,۴۵) الکترون ولټه ده.

ايوډين د هالوجينونو په شمېر يا گروپ کې دی. الکتروني فورمول (الکتروني وېش) په دې ډول دی:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$

ايوډين يو لړ تېزابونه جوړوي لکه هايډروجن ايوډايډ **HI** ، هايپو ايوډوس اسيډ **HIO** ، ايوډوس اسيډ HIO_2 ، ايوډيک اسيډ HIO_3 ، پرايوډيک اسيډ HIO_4 .

دا عنصر له کيميايي پلوه خورا ډېر فعال دی،خو تر کلورينو Cl_2 او برومينو Br_2 لږ فعال دی.

د ايوډينو ډېر نامتو کيفي تعامل له نشايستې $(C_6H_{10}O_5)n$ سره د ده تعامل دی چې په پايله کې يې جوړ شوي (**inclusion compound**) مرکبونه يا کلاتړاټ شين رنگ لري. دا تعامل پر ۱۸۱۴ ز کال «ژان ژاک کولين» او «هنري فرانسوا گوتې دې کلوبري» کشف کړی دی.

دا عنصر له فلزونو سره د لږې تودوخې ورکولو پر مهال فعال تعامل کوي او ايوډايډونه جوړوي. په دې لاندې تعامل کې يې له سيمابو **Hg** سره د سيمابو ايوډايډ HgI_2 جوړ کړی دی:

$$Hg + I_2 \rightarrow HgI_2$$

ایوډین له هایډروجن **H_2** سره یوازې د تودولو (نابشپړ تودولو) پر مهال تعامل کوي او هایډروجن ایوډایډ **HI** جوړوي:

$$H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$$

ایوډین تر فلورینو، کلورینو او برومینو ډېر پیاوړی اکسایډ کوونکی نه دی. د هایډروجن سولفیډ **H_2S**، د سوډیم تیوسولفاټ **$Na_2S_2O_3$** او نور تکسید کوونکي (**Redox**) دی تر **I^-** ایونه بشپړوي:

$$I_2 + H_2S \rightarrow S + 2HI$$
$$I_2 + 2Na_2S_2O_3 \rightarrow 2NaI + Na_2S_4O_6$$

وروستی تعامل په شننیزه (تحلیلي) کیمیا کې هم د ایوډینو د مالومولو او ټاکلو لپاره کاریږي.

په اوبو کې د ایوډینو د حلېدو پر مهال ایوډین له اوبو **H_2O** سره تر یوې اندازې تعامل کوي چې هایډروجن ایوډایډ **HI** او هایپو ایوډوس اسیډ **HIO** جوړوي:

$$I_2 + H_2O \rightarrow HI + HIO$$

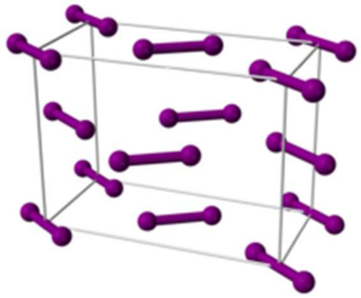
د نایټروجن ترای ایوډایډ **NI_3** د جوړولو تعامل یې دا دی:

$$3I_2 + 5NH_3 \rightarrow 3NH_4I + NH_3 \cdot NI_3 \downarrow$$

د نایټروجن ترای ایوډایډ **NI_3** په وچ کریستالي (بلوري) حالت کې تجزیه کیږي او د ایوډینو چونیا رنګه براسونه ازادوي چې د اغېزمن کیمیایي تعامل په ډول ښودل کیږي.

د الکلي فلزونو ایوډایډونه په محلولونو کې ډېر تمایل لري چې د هالوجینونو مالیکولونه راجذب کړي (حل کړي) او پولي ایوډایډونه (پرایوډایډونه) جوړ کړي، لکه پوتاسیم ترای ایوډایډ KI_3 ، پوتاسیم ډای کلورو ایوډاټ $KICl_2$:

$$KI + I_2 \rightarrow KI_3$$



انځور: د جامد ایوډین جوړښت

ایزوټوپونه یې

د ایوډینو کیمیایي عنصر ۳۷ ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۱۰۸ څخه پیل او پر ۱۴۴ پای ته رسیږي. له دغو ایزوټوپونو څخه یې یوازې یو د ^{127}I ایزوټوپ پایښت لرونکی دی. په دې ډول ایوډین یو مونو ایزوټوپي کیمیایي عنصر دی. د ده تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی رادیو اکتیفي ایزوټوپ د ^{129}I ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۵,۷ میلیونه کاله دی. د نورو ټولو ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر ۲۰ ورځو لنډ دی. له دوی څخه یې دا څلور ایزوټوپونه لکه ایوډین-۱۲۳، ایوډین-۱۲۴، ایوډین-۱۲۵ او ایوډین-۱۳۱ یې په طب کې کاریږي.

کارونه يې

په طب کې: د ايوډينو ۵ سلنه الکولي محلول د ټپ، يا کوم بل زخم شاوخوا ته نږدې پوست د ضد عفوني کولو لپاره کارېږي، خو په اورګانيزم کې د ايوډينو د کموالي په صورت کې د هاضمې جهاز له لارې نه کارېږي. له نشايستې سره د ايوډينو اضافي مرکب (adduct)، نور لوړ ماليکولي مرکبونه (د «شنه ايوډين» ياني ايوډينول، يوکس، پوويډون ايوډين او نور.) څه ناڅه نرم عفوني ضد دي.

په کريمناليستيک کې: د ايوډينو بړاسونه په کريمناليستيک کې پر کاغذي کڅ (سطح) باندې د لاس د ګوتو د نښو د مالومولو لپاره کارېږي، د ساري په توګه د پيسو پر نوټونو باندې.

د بېټريو په توليد کې: ايوډين د برېښنموټرونو (الکتروموبيل) لپاره په ليتيمي-ايوډيني بېټريو کې د مثبت الکترود د برخې په توګه کارېږي.

په لايزري هسته يي سينتېز کې: ځينې ايوډيني عضوي مرکبونه د ايوډينو د محرکو اتومونو پر بنسټ د ډېرو پياوړيو ګازي لايزرونو د توليد لپاره کارېږي. (په صنعت کې د لايزري هسته يي سينتېز په برخه کې څېړنې).

۵۴. کسينون

کسينون د کيميايي عنصرونو د دوره يي جدول د پېنځمې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې **۵۴** او سېمبول يې **Xe** دی. کسينون د دوره يي جدول د پېنځمې دورې وروستی عنصر دی. د دې عنصر نوم په لاتيني ژبه کې (**Xenon**)، په انګليسي کې (**Xenon**) او په روسي ژبه کې (**Ксенóн**) دی. دا يو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**)

شمېره يې (۳-۶۳-۷۴۴۰) ده. کسينون نجيبه، يو اتومه، بې رنګه، بې خونده او بې بويه ګاز دی.

تاريخچه او د نامه ريښه يې

کسينون انګليسي کيمياپوهانو «ويليام رمزی» (۱۸۵۲-۱۹۱۶) او «موريس ويليام ترېويرس» (۱۸۷۲-۱۹۶۱) پر ۱۸۹۸ ز کال کشف کړی دی. دوی دا عنصر له کريپټون Kr سره د لږګړ توکي په توګه کشف کړ.

د کسينون کلمه د يوناني ژبې له (**ξένος**) (**Xenos**) «کسينوس» څخه اخيستل شوې چې د «پردي» مانا لري. پوهانو «ويليام رمزی» او «موريس ويليام ترېويرس» اوبلنه هوا ورو ورو براس کړه او د سپيکتروسکوپي مېتود پر مټ يې د دې تر ټولو ډېرې نه الوتونکې برخې وڅېړلې. کسينون له بل کيميايي عنصر کريپټون (چې دی هم ګاز دی) سره د يوې ګډې برخې په توګه کشف شو. کسينون ډېر کمپېښنه عنصر دی. په عادي شرايطو کې ۱۰۰۰ متر مکعب هوا ۸۷ سانتي متر مکعب کسينون لري.

خپرېدنه يې

په لمريز نظام کې: کسينون په پرتليزه توګه د لمر په اتموسفير کې، پر ځمکه، د استېرويېډونو (**Asteroids**) (تر ۳۰ مترو لوی وي) په نامه اسماني ډبرو او لکۍ لرونکيو ستوريو (**comet**) (۳ کيلومتره او تر دې لوی وي) کې په پرتليزه توګه کمپېښنه دی. د مريخ ستوري په اتموسفير کې د کسينون کچه د ځمکې په اتموسفير کې د دې عنصر له کچې سره مساوي ده، يانې ميليوني برخه ده، چې په انګرېزي کې داسې تشرېح کېږي (**parts-per-million, ۱۰**$^{-6}$) مخفف يې (**ppm**) دی. په يوناني ژبه کې يې (**pro pro mille**) بولي. په بل ډول د يوميليون ۰,۰۸ برخه. د کسينون د ^{129}**X** ايزوټوپ کچه په

ځمکه یا لمر کې د مریخ تر کچې کمه ده، یانې په مریخ کې ترې زیات دی. لکه څنګه چې نوموړی ایزوټوپ د رادیواکتیفي تجزیې په بهیر کې جوړیږي، لاس ته راغلي مالومات کېدای شي چې د مریخ د لومړني اتموسفیر د له لاسه ورکولو شاهدي ورکړي، او دا ښایي د مریخ ستوري تر جوړېدو وروسته د لومړیو ۱۰۰ میلیونو کالو په بهیر کې پېښ شوي وي. په مشتري (Jupiter) ستوري کې حالت بیا معکوس دی. هلته د هغه په اتموسفیر کې د کسینون کچه په غیرعادي ډول ډېره ده، یانې د لمر تر هغې نږدې دوه ګرایه زیاته ده.

د ځمکې په کلک قشر کې: د ځمکې په اتموسفیر کې کسینون په ډېره لږه کچه شتون لري، یانې ۰,۰۰۱±۰,۰۸۷ میلیوني کچه ده. همدا راز په هغو ګازونو کې هم موندل کیږي چې د ځینو مینرالي سرچینو له خوا خوشي کیږي. د کسینون ځینې رادیواکتیفي ایزوټوپونه لکه ¹³³Xe او ¹³⁵Xe په اټومي بټیو کې د اټومي سونتوکیو د نیوتروني وړانګې اخیستنې د پایلې په توګه رامنځته کیږي.

نومېرنه (ټاکنه) يې

کسینون له کیفي پلوه د (emission spectrum) پر مټ کشفیږي (ځانګړې کرښې یې ۴۶۷,۱۳ نانومتره او ۴۶۲,۴۳ نانومتره دي). له کمي پلوه د (Mass spectrometry) او کروماتوګرافۍ (Chromatography) پر مټ کشفیږي. همدا راز د جذبي شننې مېتود (Absorption Methods of Analysis) پر مټ نومېرل کیږي.

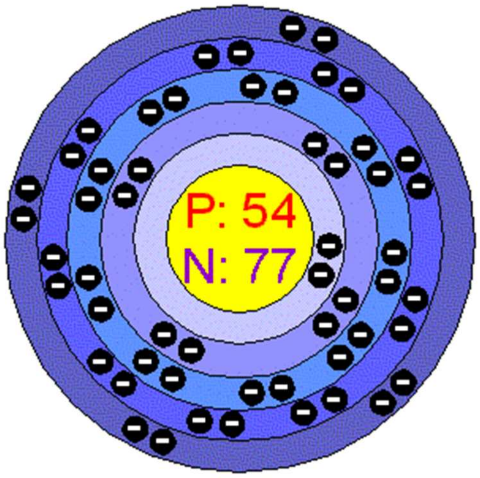
د کسینون اتوم

د کسینون د اتوم هسته له ۵۴ پروتونونو او ۷۷ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۵۴ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۵ انرژیکي سویې لري، په بله وینا د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره یې ۵ ده

. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په درېيمه کې يې ۱۸، په څلورمه کې يې هم ۱۸، او په پېنځمه انرژيکي سويه کې يې ۸ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۳۱ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د کسينون اتومي کتله **۱۳۱,۲۹۳** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول **[Kr] ٤d¹⁰ ٥s² ٥p⁶** سره ښودل کېږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ؟(۱۰۸) پ. م دی.



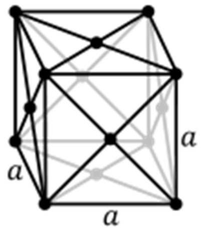
انځور: د کسينون د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

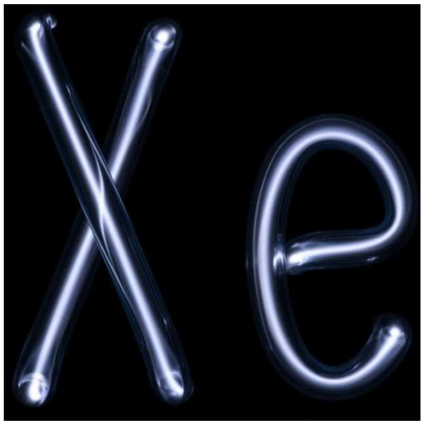
- د کسینون کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م (د ساړو په منفي **۱۰۷,۰۵**- س. گ درجو کې) **۳,۵۲** گرامه دی. (د ساړو په صفر س. گ درجه کې) **۰,۰۰۵۸۹۴** گرامه دی.
- د ویلي کېدو درجه یې د س. گ په شمېر منفي **۱۱۱,۸۵**- ده. (د ک په شمېر **۱۶۱,۳** ده).
- د اېشېدو درجه یې د س. گ په شمېر منفي **۱۰۷,۰۵**- ده. (د ک په شمېر **۱۶۶,۱** ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۲,۲۷** کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې **۱۲,۶۵** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۰,۷۹** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې **۴۲,۹** س. م. م\موله دی.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د کسینون د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې **۶,۲۰۰** انگسترومه دي.



انځور: د کسینون د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري



انځور: له کسینون څخه ډکه شوې ګازي چارجي نلکۍ

کیمیایي خواص یې

- د کسینون کووالینسي نیم قطر ۱۴۰ پ. م دی.
- د ایون نیم قطر یې ۱۹۰ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۲٫۶ پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک یې صفر ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۰ ، ۱+، ۲+، ۴ +، ۶ +، ۸ + دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۱۱۷۰٫۰ کیلوجوله\موله ده. یا (۱۲٫۱۳) الکترون ولټه ده.

کسینون هغه لومړنی نجیبه ګاز دی چې کیمیایي مرکبونه یې لاس ته راغلل. د دې عنصر د مرکبونو بېلګې کسینون ډای فلورایډ XeF_2، کسینون تیترافلورایډ XeF_4، کسینون هیګزافلورایډ XeF_6 ، کسینون ترای اکسایډ XeO_3 ، کسینیک اسیډ H_2XeO_4 او نور دي .

د دې عنصر لومړنی مرکب انګلیسي او امریکایي کیمیاپوه «نیل بارټلیټ» (۱۹۳۲-۲۰۰۸) پر ۱۹۶۲ ز کال له کسینون **Xe** سره د پلاټینو هیګزافلوراید **PtF_6** د تعامل په پایله کې لاس ته راوړ. تر دې پېښې وروسته د څو کالو په بهیر کې د دې عنصر څو لسګونه مرکبونه تر لاسه شول، له هغه شمېر څخه یې فلورایډونه هم ول چې د کسینون د نورو ټولو اشتقاقونو (جوړو شویو) د سینتېز لپاره لومړي یا بنسټیز توکي دي.

په اوسني وخت کې د کسینون فلورایډونه او د هغوی بېلابېلې مجموعې، اکسایډونه، د کسینون اکسیفلورایډونه، د تېزابونو لږ پایدار کووالینسي اشتقاقونه، د **Xe-N** اړیکي لرونکي مرکبونه، او د کسینون عضوي مرکبونه بیان شوي دي. په دې وروستیو کې د سرو زرو پر بنسټ داسې مجموعه تر لاسه شوه چې کسینون یې لیګانډ (**ligand**) دی.

د کسینون د پایښت لرونکیو کلورایډونو د شتون په اړه پخوا شوي بیانونه تصدیق شوي نه دي. (وروسته د کسینون ایکسیمیري (**Excimer**) کلورایډونه بیان او تشریح شول).

ایزوټوپونه یې

د کسینون ۳۸ ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د اتومي کتلو شمېرې یې له ۱۱۰ څخه پیل او پر ۱۴۷ پای ته رسیږي. له دې شمېر څخه یې ۸ ایزوټوپونه پایښت لرونکي دي چې د کتلو شمېرې یې دا دي: ۱۲۴، ۱۲۶، ۱۲۸، ۱۲۹، ۱۳۰، ۱۳۱، ۱۳۲، ۱۳۴. کسینون د پایښت لرونکیو ایزوټوپونو د شمېر د ډېروالي له پلوه په کیمیایي عنصرونو کې دویم ځای لري، یوازې د قلعي **Sn** د پایښت لرونکیو ایزوټوپونو شمېر ترې زیات دی چې ۱۰ دي.

پر پایښت لرونکیو ایزوټوپونو سربېره کسینون نور ۳۰ رادیواکتیفي ایزوټوپونه هم لري چې د ډېر اوږده عمر لرونکی یې یو د **^{۱۳۶}Xe** ایزوټوپ دی چې دوه ګونې بېټا-منفي-تجزیه ($\beta^- \beta^-$) لري او نیمایي عمر یې **۲.۱۶۵(۰,۰۱۶ (stat), ۰.۰۵۹ (sys) × ۱۰^{۲۱}** کاله دی. بل یې د **^{۱۲۷}Xe** ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۳۶,۳۴۵** ورځې دی. بل یې هم د **^{۱۳۳}Xe**

ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې **۵,۲۴۷۵** ورځې دی. د نورو ایزوټوپونو نیمايي عمر یې تر ۲۰ ساعتو لنډ دی.

د دې عنصر ۱۲ هسته یي ایزومیرونه هم پېژندل شوي چې له دوی څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{131m}Xe ایزومیر دی چې نیمايي عمر یې ۱۱,۸۴ شوا روزه دی. بل یې د ^{129m}Xe ایزومیر دی چې نیمايي عمر یې ۸۸ , ۸ شوا روزه دی، او بل یې هم د ^{133m}Xe ایزومیر دی چې نیمايي عمر یې ۲,۱۹ شوا روزه دی.

لاس ته راوړل یې

کسینون په میټالورجیکي موسسو کې د اوبلن اکسیجن د تولید پر مهال د اضافي جانبي توکي په توګه لاس ته راځي.

دا عنصر په صنعت کې په اکسیجن او نایټروجن د هوا د وېش پر مهال د اضافي جانبي توکي په توګه لاس ته راځي. تر دې وېش، چې زیاتره د سمونې پاکونې (**Rectification**) د مېتود پر مټ سرته رسیږي، وروسته لاس ته راغلی اوبلن اکسیجن لږ کچه کریپټون **Kr** او کسینون **Xe** لري. نوره سمونه او پاکونه (**Rectification**) اوبلن اکسیجن په کریپټوني- کسینوني مخلوط باندې تر **%** ۰.۲-۰.۱ سلنې پورې غني کوي او دا مخلوط د سطحي جذب پر مټ یا د سیلیکاګیل (**Silica gel**) وچوونکي توکي پر مټ، یا هم د تقطیر پر مټ جلا کیږي. بالاخره د تقطیر پر مټ کېدای شي چې له کسینوني-کریپټوني ټینګتوکي (کونسنترات) څخه کریپټون او کسینون له یو بل څخه بېل شي.

له دې لامله چې کسینون لږ خپور شوی (لږ دی) دا ګاز تر نورو ډېرو سپکو نجیبه ګازونو قیمت دی.

کارونه يې

له دې سره سره چې کسينون قيمت دی، په يو لړ پېښنو کې بې بلونجه (بې بديله) دی لکه:

- له کسينون څخه د برېښنا تودېدونکيو (سره کېدونکيو) گرپونو په ډکولو کې کار اخيستل کيږي.
- د کسينون د ¹³⁷Xe ، ¹³³Xe، ¹²⁷Xe او نور راديواکتيفي ايزوټوپونه په راديوگرافۍ، په طب کې د ناروغيو په نومېرنه (تشخيص) کې، په گوگو (خلايي) دستگاوو کې د سوريو د کشفولو او مالومولو لپاره کاريږي.
- د کسينون فلورايډونه د فلزونو په پسيف کولو (غيرفعال کولو) کې کاريږي.
- کسينون هم په نرۀ ډول او هم د سيزيم Cs ، د سيزيم-۱۳۳ ايزوټوپ له براسونو سره گډ د تشيال دستگاوو د الکترو رياکتيفي (ايوني او پلازمايي) انجنونو لپاره يوه اغېزمنه کاري کتله (Working mass) ده.
- د ۲۰ پېړۍ په پای کې د ټوليزې بې هوښۍ او درد نه احساسولو د وسيلې په توگه د کسينون د کارولو مېتود جوړ شو. د کسينون د ټوليزې بې هوښۍ د کارونې په اړه لومړنۍ دفاع شوې رسالې په روسيه کې پر ۱۹۹۳ ز کال راپيدا شوې. پر ۱۹۹۹ ز کال دا اجازه ورکړ شوه چې کسينون په طب کې، په تنفسي بيهوښۍ (د پوزې له لارې) وکاريږي.
- اوبلن کسينون کله کله د لايزرونو د کاري چاپيريال په توگه کاريږي.
- د کسينون فلورايډونه او اکسايډونه د تشيال توغنديو او بېړيو د سونتوکيو د ډېرو پياوړيو اکسايډ کوونکيو په توگه، همدا راز د لايزرونو لپاره د گازي مخلوطونو د ترکيبي برخو په توگه وړانديز شوي دي.

- د کسینون په ^{129}Xe ایزوټوپ کې کېدای شي چې د هسته یي سپینونو (**spin**) لویه برخه د یو لوري درلودونکیو موازي سپینونو د حالت جوړولو لپاره قطبي شي، دا حالت د (**Hyperpolarization**) په نامه یادیږي.
- کسینون د فلورینو د لېږدولو لپاره کاریږي.

۵۵. سیزیم

سیزیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د شپږمې دورې لومړی عنصر دی چې سېمبول یې **Cs** او اتومي کتله یې **۵۵** ده. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Caesium**)، په انګلیسي کې (**Caesium**) او په روسي ژبه کې (**Це́зий**) دی. سیزیم یو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (**۷۴۴۰-۴۶-۲**) ده. دا یو نرم، الکلي، سپینو زرو ته ورته زېړ رنګ لرونکی فلز دی. دې عنصر ته نوم د ده په (**Emission spectrum**) کې د دوو روښانه شنو کرښو له مخې ورکړ شوی (په لاتیني کې (**caesius**) د شنه اسماني رنګ په مانا دی).

انځور: سیزیم ډېر نرم، سپینو زرو ته ورته زېړ رنګ لرونکی فلز دی

تاریخچه یې

سیزیم پر ۱۸۲۰ ز کال الماني کیمیاپوهانو «روبرټ ویلهلم بونزین» (۱۸۱۱-۱۸۹۹) او «گوستاو روبرټ کیرشوف» (۱۸۲۴-۱۸۸۷) په جرمني کې د «باد دورک هایم» د سیمې د مینرالي سرچینې په اوبو کې د اوپټیکي سپیکتروسکوپۍ مېتود پر مټ کشف کړ. په دې ډول دا هغه لومړنی عنصر شو چې د سپیکترالي شننې (**Spectral analysis**) پر مټ کشف شوی دی. سیزیم په نږه ډول لومړی ځل پر ۱۸۸۲ ز کال د سویډني کیمیاپوه «ک. سیتربرگ» له خوا د ویلي شوي سیزیم سیانیډ (**CsCN**) او باریم **Ba** د الکترولیز پر مهال ترلاسه شو.

په طبیعت کې د سیزیم شتون

سیزیم د هغو کیمیایي عنصرونو په گروپ کې گډون لري چې زېرمې یې محدودې دي، دا عنصرونه هافنیم **Hf**، ټېنټالیم **Ta**، بیریلیم **Be**، رینیم **Re**، د پلاتین گروپ فلزونه، کاډمیم **Cd** او ټیلوریم **Te** دي. د دې عنصر د ټولیزو نړیوالو کاني ډېرو زېرمې د سیزیم اکسایډ په شمېر نږدې ۱۸۰ زره ټنه دي. پر تېرو وختونو او اوسمهال د سیزیم او روبیډیم **Rb** بیې ډېرې لوړې وې او دي. د سیزیم نړیوال تولید په کال کې نږدې ۹ ټنه دی، خو په کال کې ورته تر **۸۵** ټنه هم ډېر ضرورت دی او دا اړیزه له یوه کاله بل ته نوره هم زیاتیږي. سیزیم نیمگړتیاوې او نواقص هم لري، هغه دا چې دا توکی د کارېدنې په بهیر کې تیت کیږي او په دې ډول یې د بېرته راستنېدو چانس نشته او له منځه ځي. د سیزیمي کاني ډبرو زېرمې ډېرې لږ دي او نه شي کولای چې د فلزي سیزیم پرله پسې زیاتېدونکې تقاضا پوره کړي. دې ته فلز اړیزه د ده د راایستلو تر کچې **۸,۵** گرایه زیاته ده او په فلز ویلي کولو کې یې وضعه د ټېنټالیم او رینیم د فلز ویلي کولو (میټالورجۍ) تر وضعې هم ډېره د اندېښنې وړ ده. صنعت ډېر نږه فلز ته اړیزه لري (د **۹۹,۹-۹۹,۹۹۹** سلنې نږه والي پر کچ)

او دا د کمپېښه فلزونو په میټالورجۍ کې یوه له ډېرو ستونزمنو دندو څخه ده. د بشپړ نږه سیزیم د لاس ته راوړلو لپاره اړینه ده چې کاني ډبرې یې په (Rectification) مېتود ډېر ځل چاڼ کړای شي، د فلزي سیرامیکو فلټرونو پر مټ چاڼ شي، د هایډروجن، نایټروجن، اکسیجن له مخلوطونو څخه د پاکولو لپاره باید له ګاز جذبوونکي توکي «ګیټر» (getter) سره یو ځای تودوخه ورکړ شي او ډېر ځلیزه پاټکیزه بلوري کېدنه یې وشي. دا عنصر ډېر فعال او متحرک دی او په داسې کلکو لوښیو کې ساتنه غواړي چې له ځانګړې ښیښې جوړ وي او اړینه ده چې د ارګون Ar یا هایډروجن په اتموسفیر کې وساتل شي.

کانونه یې

د سیزیم د کاني ډبرو پولوسیټ $(Cs,Na)[AlSi_2O_6]*nH_2O$ د ډېروالي له پلوه کاناډا لومړی ځای لري. د کاناډا د «مانیتوبا» ولایت د «بېرنیک-لېیک» کان د سیزیم د نړیوالو زېرمو نږدې ۷۰ سلنه لري. د پولوسیټ ډبرې یې همدا راز په نامیبیا او زیمبابوې کې هم راایستل کیږي. د روسیې په خاوره کې یې لوی کانونه د «کولا» په ټاپووزمه، په ختیځ سایان او «زابایکالیې» کې دي. د پولوسیټ کانونه همدا راز په قزاقستان، منګولیا او ایټالیا هم شته، خو د هغوی زېرمې کوشنۍ دي او لوی وټندوی ارزښت نه لري. د سیزیم کلنی نړیوال تولید نږدې ۲۰ ټنه دی.

د سیزیم جیوکیمیا او مینرالوجي

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د سیزیم منځنۍ کچه په یو ټن کې ۳,۷ ګرامه ده. په ځینو ځایونو کې یې زیاتولی لیدل کیږي او په یو ټن کې تر ۵ ګرامو پورې پکې شتون لري. د دې عنصر لویه برخه په طبیعت کې تیت شوې او یو وازې کوشنۍ برخه یې په مینرالونو کې ده. په داسې مینرالونو لکه بیریل $Al_2[Be_3(Si_6O_{18})]$، له ۱ څخه تر ۴ سلنې سیزیم لري، روډیزیټ $(K,Cs)Al_4Be_4(B,Be)_{12}O_{28}$، نږدې ۵ سلنه سیزیم لري، اووګاډریټ

$(K,Cs)BF_4$، او لیپیډولیټ $KLi_2Al(Al,Si)_3O_{10}(F,OH)_2$ ، ۰,۸۵ سلنه سیزیم لري، کې د سیزیم کچه تل ورو ورو د زیاتېدو په لور لیدل کیږي. د بلوري کیمیایي خواصو له پلوه سیزیم تر ټولو روبیډیم، پوتاسیم K او تالیم Tl ته ډېر نږدې دی. په پوتاسیمي مینرالونو کې یې کچه ډېره ده. سیزیم لکه د روبیډیم په څېر دا خاصیت لري چې د ماګمایي بهیرونو په وروستیو پړاوونو کې زېرمه شي او په پیګماټیټ غرنۍ ډبرو کې یې زیاتوالی تر لوړې کچې رسیږي. په ګرانیټو او پیګماټیټو ډبرو کې د سیزیم منځنۍ کچه نږدې ۰,۰۱ سلنه ده، خو په ځینو پیګماټیټي رګونو، چې پولوسیټ $(Cs,Na)[AlSi_2O_6]*nH_2O$ مینرالونه ولري، کې یې کچه ان تر ۰,۴ سلنې رسیږي چې په ګرانیټو کې تر کچې ۴۰۰ ګرایه زیات دی. په (hypergenesis) ساحه (په سرنیو یا سطحي شرایطو کې) سیزیم په لږه کچه په خټو او خاوره کې هم شتون لري. د سیزیم تر ټولو ډېره کچه په یو ټن کې ۱۵ ګرامه ده. د سمندري او سمندرګیو اوبو په یو لیتر کې یې کچه ۰,۵ میکروګرامه ده. پخپله د سیزیم له مینرالونو څخه یې دا مینرالونه ډېر خپاره شوي لکه پولوسیټ $(Cs,Na)[AlSi_2O_6]\cdot nH_2O$، له ۲۲ څخه تر ۳۲ سلنې سیزیم اکسایډ Cs_2O لري، بیریل $Be_3CsAl_2(Si_6O_{18})$ او اووګاډریټ $(KCs)BF_4$. وروستي دوه مینرالونه یې تر ۷,۵ سلنې د سیزیم اکسایډ لري.

لاس ته راوړل یې

د سیزیم تر ټولو ډېر لوی او ارزښتناک مینرالونه د پولوسیټ $(Cs,Na)[AlSi_2O_6]\cdot nH_2O$ او ډېر کمپښنه اووګاډریټ $(K,Cs)[BF_4]$ مینرال دی. سربېره پر دې په ځینو الومینوسیلیکاټونو کې سیزیم د ډېرې کوچنۍ برخې په توګه شتون لري لکه په لیپیډولیټ $KLi_2Al(Al,Si)_3O_{10}(F,OH)_2$ ، فلوګوپیټ $KMg_3[Si_3AlO_{10}]\cdot(F,OH)_2$ ، بیوټیټ $K(Mg,Fe)_3[Si_3AlO_{10}][OH,F]_2$ ، امازونیټ $(K,Na)AlSi_3O_8$ ، پیټالیټ $Li[AlSi_4O_{10}]$ ، بیریل $Al_2[Be_3(Si_6O_{18})]$ ،

زینوالډیټ $K(Li,Fe,Al)_3(OH,F)_2[AlSi_3O_{10}]$ ، لیوسیټ $K[AlSi_2O_6]$ او کارنالیټ $KCl·MgCl_2·6H_2O$ کې . پولوسیټ او لیپیډولیټ یې د صنعتي اومو توکیو په توګه کاریږي.

په صنعتي ډول د سیزیم د لاس ته راوړلو پر مهال سیزیم د مرکب په ډول له پولوسیټ مینرال څخه راایستل کیږي. دا یوه کلورایډي یا سولفاتي پرانیستنه ده. لومړی مینرال د تودو شویو مالګې تېزابو HCl (هایډروکلوریک اسیډ) پر مټ پاکیږي او د انټیمونی ترای کلورایډ $SbCl_3$ د دې لپاره وراضافه کیږي چې دا $Cs_3[Sb_2Cl_9]$ ختمېل شي، تر دې وروسته په سرو اوبو یا د امونیا NH_3 په محلول مینځل کیږي چې سیزیم کلوارېډ CsCl جوړوي . دویم مینرال یې د تود شوي سولفوریک اسیډ H_2SO_4 پر مټ پاکیږي او الومینیمي سیزیمي خوری، (زاجونه) $CsAl(SO_4)_2·12H_2O$ جوړوي.

د سیزیم د لاس ته راوړلو څو لابراتواري مېتودونه شتون لري. دی کېدای شي په دې ډول تر لاسه شي:

- د سیزیم کرومات Cs_2CrO_4 یا سیزیم ډای کرومات $Cs_2Cr_2O_7$ مخلوطونو ته په ګوګ او سرپټ لوښي کې د تودوخې ورکولو له لارې؛
- په ګوګ (تشځای) کې د سیزیم ازیډ CsN_3 د تجزیه کولو له لارې؛
- د سیزیم کلورایډ CsCl د مخلوط د تودولو او د ځانګړي چمتو کړي کلسیم Ca پر مټ.

دا ټول مېتودونه یې ډېر زیار او زحمت غواړي. دویم یې دا شونتیا ورکوي چې د لوړ کچ نږه سیزیم تر لاسه شي، خو د چاودنې خطر لري او د ترسره کېدو لپاره یې څو شواروزه وخت په کار دی.

ایزوټوپونه یې

د سیزیم کیمیایي عنصر ټول ۴۰ ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۱۱۲ څخه پیل او پر ۱۵۱ پای ته رسیږي . خو طبیعي سیزیم یوازې له یوه پایښت لرونکي ایزوټوپه جوړ دی او هغه د ^{133}Cs ایزوټوپ دی . د دې عنصر له نورو ۳۹ رادیواکتیفي ایزوټوپونو څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{135}Cs ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر ($T_{1/2}$) یې ۲,۳ میلیونه کاله دی . بل یې د ^{137}Cs ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۳۰,۱۷ کاله دی، فورمولي تشریح یې داسې کیږي : ($T_{1/2}$=۳۰,۱۷) . بل یې د ^{134}Cs ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۲,۰۶۵۲ کاله دی . د دې عنصر د نورو ټولو ایزوټوپونو نیمایي عمر تر دوو اونیو لنډ دی، د ډېری هغو نیمایي عمر یې تر یوه ساعته هم لنډ دی .

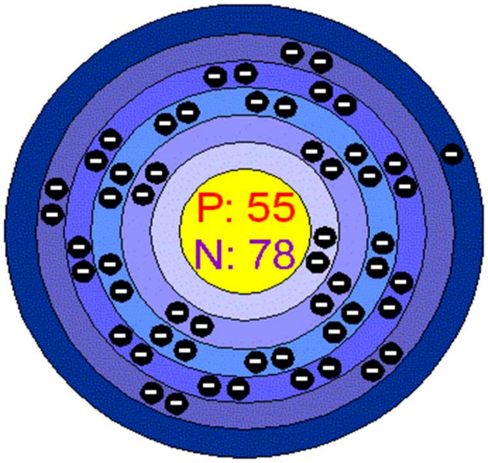
د سیزیم اتوم

د سیزیم د اتوم هسته له ۵۵ پروتونونو او ۷۸ نیوترونونو جوړه ده . د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۵۵ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي . د دې عنصر اتوم ۲ انرژیکي سویې لري، په بله وینا د دې عنصر د انرژیکي سویو شمېره ۲ ده . د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې هم ۱۸، په پېنځمه کې یې ۸، او په شپږمه انرژیکي سویه کې یې ۱ الکترون سره وېشل شوي دي . د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۳۳ دی .

د اتوم نور خواص یې:

- د سیزیم اتومي کتله ۱۳۲,۹۰۵۴۵۱۹ اتومي واحده ده .
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[Xe]\ 6s^1$ سره ښودل کیږي .

- د اتوم نیمايي قطر يې ۲۶۷ پ. م دی.



انځور: د سيزيم د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

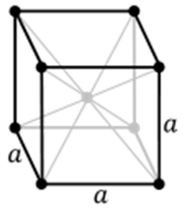
- د سيزيم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې ۱,۸۷۳ گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۲۸,۵ ده. (د ک په شمېر ۳۰۱,۷ ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۶۷۱ ده. (د ک په شمېر ۹۴۴ ده).
- د ويلي کېدو تودوالی يې ۲,۰۹ کيلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی يې ۶۸,۳ کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې ۳۲,۲۱ جوله\(کيلوين. موله) دی.
- مولي حجم يې ۷۰,۰ س. م. م\موله دی.

سيزيم نرم فلز دی، د ويلي کېدو د ټيټې درجې د لرلو لامله د کوټې د هوا د تودوخې په درجه کې په نيم مايع حالت کې وي. فلزي سيزيم د سرو زرو او سپين بخون رنگ لرونکی

توکی دی، ظاهري بڼه يې سرو زرو ته ورته ده، خو روښان دی. ویلي شوی سیزیم یوه محرکه مایع ده او په دې حالت کې یې رنګ سپینو زرو ته ډېر ورته کیږي. او بلن سیزیم رڼا بڼه راغبرګوي (منعکسوي). براسونه یې زرغون بخون شین رنګ لري. په لوړ فشار کې کولای شي چې په نورو پولي مورفي بڼو باندې بدل شي. سیزیم په امونیا NH_3 (تېینګ شین رنګ لرونکي محلولونه) او سیزیم هایډروکسایډ CsOH کې حلیږي.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د سیزیم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي منځڼک سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې ۲,۱۴۰ انګسترومه دي.
- د ډیبای د تودوخې درجه يې ۳۹,۲ کیلوینه ده.



انځور: د سیزیم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي منځڼک سېستم لري

کیمیایي خواص یې

- د سیزیم کوو الینسي نیم قطر ۲۳۵ پ. م دی.
- د ایون نیمايي قطر يې (+۱e) ۱۲۷ پ. م دی.
- الکتروني منفیت يې ۰,۷۹ پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک يې ۲,۹۲۳- ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجه يې ۱ ده.

- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې **۳۷۵,۵** کيلوجوله\موله ده . يا په بل شمېر (۳,۸۹) الکترون ولټه ده .

سيزيم يو داسې ډېر کيميايي فعال فلز دی چې په مايکروسوکوپي کچې سره لاس ته راغلی دی . لکه څنگه چې د الکلي فلزونو فعاليت د دوی له پرله پسې شمېرې سره زياتيږي، نو احتمال لري چې فرانسيم **Fr** به لا ډېر فعال وي، خو په مايکروسکوپي کچې سره لاس ته نه دی راغلی، ځکه چې د ټولو ايزوټوپونو نيمايي عمر يې لنډ دی . سيزيم پياوړی بشپړوونکی (په ريډوکس تعاملونو کې الکترون ورکونکی) دی . دی په هوا کې سملاسي اکسايډ کوي، اور اخلي او سيزيم سوپراکسايډ **CsO۲** جوړوي . د اکسيجن **O۲** د محدودولو پر مهال تر سيزيم اکسايډه **Cs۲O** اکسايډ کيږي . له اوبو سره يې تعامل له چاودنې سره ترسره کيږي، او د تعامل محصول يې سيزيم هايډروکسايډ **(CsOH)** او هايډروجن **H۲** دی . دا عنصر له کنگل سره ان په منفي ۱۲۰- درجو ساړو کې هم تعامل کوي . همدا راز له ساده الکولونو، هالوجيني عضوي مرکبونو، د درنو فلزونو له هاليډونو، تېزابونو، وچ کنگل (له وچ کنگل سره يې تعامل له پياوړې چاودنې سره ترسره کيږي) سره تعامل کوي . له بينزين سره تعامل کوي . د سيزيم فعاليت نه يوازې د لوړ منفي الکتروکيميايي ځواک لامله دی، بلکې د ويلي کېدو او ايشېدو د تودوخې د ټيټو درجو لامله هم دی . د ايشېدو پر مهال په ډېرې چټکۍ د سيزيم تماسي سطحه وده کوي او د تعامل چټکي زياتوي . د سيزيم ډېرې جوړېدونکې مالگې لکه نايټراټونه، کلورايډونه، برومايډونه، فلورايډونه، ايوډايډونه، کروماټونه، منگناټونه، ازيډونه، سيانيډونه، کاربوناټونه او داسې نور په اوبو او يو لړ حل کوونکيو کې په ډېرې اسانۍ حليږي . پرکلوراټونه يې لږ حلېدونکي دي، چې د سيزيم د لاس ته راوړلو او نړه کولو ټکنالوجۍ لپاره ارزښتناک دي . له دې سره سره چې سيزيم د ليتيم **Li** په پرتله زښت ډېر فعال فلز دی، له باريم **Ba** ، کلسيم **Ca** ، مگنيزيم **Mg** او يو شمېر نورو فلزونو څخه په توپير کې په

عادي شرايطو کې له نايټروجن N_2 سره تعامل نه کوي او ان په ډېر تودولو (ډېرې تودوخې ورکولو) سره هم دا وړتيا نه لري چې له نايټروجن سره مرکبونه جوړ کړي.

سيزيم هايډروکسايډ CsOH د اوبو په محلول کې ډېر پياوړی بنسټ (باز) او ډېر برېښنا تېرونکی دی. د ساري په توګه له ده سره د کار کولو پر مهال اړينه ده دا په پام کې ونيول شي چې ټينګ سيزيم هايډروکسايډ CsOH ان د تودوخې په عادي درجو کې هم ښيښه خرابوي او شړوي يې. ويلي شوی سيزيم هايډروکسايډ وسپنه Fe، کوبالټ Co، نيکل Ni، پلاتين Pt ، کورونډوم Al_2O_3 ، او زيرکونيم ډای اکسايډ ZrO_2 شړوي، ان سپين زر او سره زر هم ورو ورو شړوي (د اکسيجن په شتون کې يې ډېر زر شړوي). يوازينی فلز چې په ويلي شوي سيزيم هايډروکسايډ کې پايدار پاتې کيږي هغه روډيم Rh او د ده ځينې ګډوله فلزونه دي.

انځور: د سيزيم هايډروکسايډ CsOH د سيزيم مرکب دی، ويلي شوی حالت يې ښيښه شړوي او له منځه يې وړي، ځکه خو بايد له ده سره د کار کولو پر مهال له ښيښه يې لوښي څخه کار وانه خيستل شي. ويلي شوی سيزيم هايډروکسايډ ډېری فلزونه شړوي، سره او سپين زر ورو ورور شړوي او خرابوي يې

کارونه يې

سيزيم يوازې د ۲۰ پېړۍ په پيل کې وکارېد ، هغه مهال کله چې د ده مينرالونه وموندل شول او په نړه ډول د ده د لاس ته راوړلو ټکنالوجي جوړه شوه. په اوسني وخت کې سيزيم او د ده مرکبونه په الکترونک، راډيوتخنيک، الکتروتخنيک، د راډيولوجۍ په تکنولوجيست (radiologic technologist)، کيميايي صنعت، نورپوهنه (اوپټيک)، طب او اټومي (هسته يي) انرژۍ کې کارېږي. په ټوله کې يې د سيزيم-۱۳۳ پايښت لرونکی ايزوټوپ کارېږي، د سيزيم-۱۳۷ راديواکتيفي ايزوټوپ يې لږ کارېږي. دا ايزوټوپ يې د برېښنا د اټومي سټېشنونو په بټيو کې د يورانيمو U، پلوتونيمو Pu او توريم Th د ټوټو له تجزيې څخه بېلېږي.

د کټاليسټ په توګه: سيزيم په توليدي کيميا کې د کټاليسټ په توګه ډېر کارېږي (په عضوي او غير عضوي سينتېز کې). د سيزيم کټاليستي فعاليت د امونيا NH_3، سولفوريک اسيډ H_2SO_4، د بوتانول (بوتانولي الکولو) د لاس ته راوړلو بهير کې کارېږي، د ډای هايډروجينېشن (له کوم يو مرکب څخه د هايډروجن راجلاکول) په تعاملونو، او د مېړتنو تېزابو HCOOH (فورميک اسيډ) په لاس ته راوړلو کې کارېږي. په ټوله کې په کټاليزم کې سيزيم نه يوازې د کارونې پراخ ډګر لري بلکې د راتلونکې ودې لوی لرليدونه هم لري. په يو شمېر کټاليسټونو کې روبيډيم له سيزيم سره يو ځای ډېره اغېزمنه کارونه لري؛ دواړه فلزونه د يو بل کټاليستي فعاليت ډېروي.

د برېښنا په کيميايي سرچينو کې: د سيزيم پر بنسټ د لوړ اغېز جامد الکتروليت جوړ شوی او د تودوخيزو پيلونو لپاره (له هغه شمېر څخه د موټرونو لپاره هم) او د ډېرې انرژۍ زېرمه کوونکيو بېټريو کې کارېږي.

په طب کې: د سيزيم د مرکبونو پر بنسټ د ګېډې زخم، د ستوني ناروغۍ (ديفتيرئ)، شوک، سچيزوفرينيا (**Schizophrenia**) د درملنې لپاره دارو درمل جوړيږي. د ده مالګې د ليتيم دارو درملو ته ورته دي او کولای شي چې تثبيت او تشخيص وکړي.

په انرژۍ او تشيال کې: د سيزيم ايوني شوي براسونه په تشيال کې د ايوني انجنونو لپاره تر ټولو ډېره ښه کاري کتله(**Working mass**) ده.

د دې په پام کې نيولو سره چې سيزيم د تودوخې زېرمه ييزه، او تودوخې تېرولو ډېره لويه وړتيا (ظرفيت) لري نو له دې لامله يې يو شمېر ګډوله فلزونه چې د ويلي کېدو ډېره ټيټه درجه لري، په اټومي بټيو کې د تودوخې تېروونکي په توګه کاريږي. د سوډيم **Na** (۱۲ سلنه)، پوتاسيم **K** (۴۷ سلنه) او سيزيم **Cs** ګډوله فلزونه د ويلي کېدو زښته ډېره ريکارډي ټيټه منفي (۷۸-) س.ګ درجه لري.

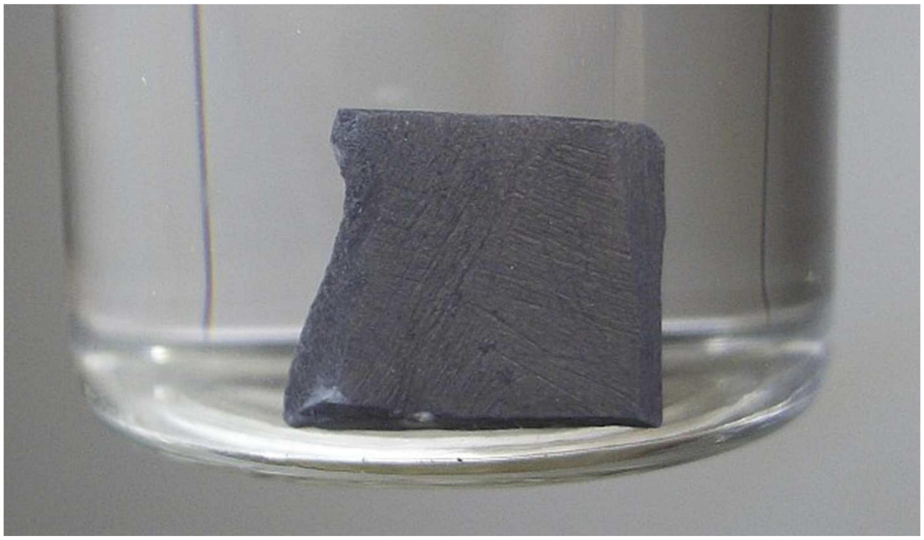
د لايزرونو په توليد کې: په دې وروستيو کلونو کې سيزيم د لايزرونو د جوړولو لپاره د ځېرنيز چاپيريال او کاري کتلې په توګه تر څېړنې لاندې دی. دا لايزرونه د ډېر ستر، ريکارډي ځواک او کاري وړتيا درلودونکي دي. دې بهير ته تر ډېره بريده د لېوالتيا او پانګونې په پام کې لرلو سره د وسلې او هسته يي انرژۍ د لاس ته راوړلو ډګر ته لوری ورکړ شوی دی.

په اټومي-هايډروجني انرژۍ کې: فلزي سيزيم په اټومي-هايډروجني انرژۍ کې په ترموکيميايي ډول سره د اوبو په تجزيه کولو کې کاريږي.

د الوتکو په دفاع کې: سيزيم د ځانګړيو ګروپونو په توليد کې کاريږي؛ دا ګروپونه په الکتروني ډول رهبري کيږي او په هوا کې د دوښمن د توغنديو پر وړاندې تودوخيز خنډونه جوړوي. دا ډول سيزيمي ګروپونه په اوسنيو جګړه ييزو الوتکو کې نصبيږي او په جګړه کې د الوتکو په اصطلاح د ژوند موده ډېره اوږدوي.

۵۶. باریم

باریم د کیمیاېي عنصرونو د دوره يي جدول د شپږمې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې **۵۶** او سېمبول يې **Ba** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Barium**)، په انگلیسي کې (**Barium**) او په روسي ژبه کې (**Ба́рий**) دی. دا يو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره يې (**۷۴۴۰-۳۹-۳**) ده. باریم يو نرم، د څټک وهلو تاب لرونکی، الکلي خاورين، سپينو زرو ته ورته رنگ لرونکی فلز دی. ډېر کیمیاېي فعالیت لري.



انځور: باریم يو نرم، د څټک وهلو تاب لرونکی، الکلي خاورين، سپينو زرو ته ورته رنگ لرونکی فلز دی

تاریخچه او د نامه ریښه يې

باریم پر ۱۷۷۴ ز کال د سویډني کیمیاپوهانو «کارل ویلهلم شیله» (۱۷۴۲-۱۷۸۲) او «یوهان گوتلیب گاهن» (۱۷۴۵- ۱۸۱۸) له خوا د باریم اکسایډ **BaO** په بڼه کشف شو . انگلیسي کیمیاپوه «همفري ډېوي» (۱۷۷۸-۱۸۲۹) پر ۱۸۰۸ ز کال له سیمابي کتود سره د لانده باریم هایډروکسایډ $Ba(OH)_2$ د الکترولیز پر مټ د باریم املگام تر لاسه کړ؛ د تودوخې ورکولو پر مهال د سیمابو تر بړاسېدو وروسته یې فلزي باریم ترې بېل کړ.

د باریم نوم د لرغوني یوناني ژبې له (**βαρύς**) «**barys** » یانې «درونډ» څخه اخیستل شوی، ځکه چې د ده اکسیډ (باریم اکسایډ **BaO**) ته داسې ځانگړتیا ورکړ شوې وه چې د دغسې توکیو لپاره یو غیر عادي کثافت دی.

په طبیعت کې د باریم شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د باریم کچه د کتلې له پلوه **۰،۰۵** سلنه ده؛ د سمندري او سمندرگیو اوبو په یو لیتر کې یې منځنۍ کچه ۰،۰۲ میلي گرامه ده. باریم یو فعال عنصر دی، د الکلي خاورینو فلزونو په گروپ کې گډون لري او په مینرالونو کې یې په پوره ډول ټینگ اړیکي جوړ کړي دي. تر ټولو لوی او بنسټیز مینرالونه یې باریټ ($BaSO_4$) او ویټېریټ ($BaCO_3$) دي.

د باریم کمپېښه مینرالونه سیلسیان (سیلزیان) $BaAl_2Si_2O_8$، هیالوفان ($[K,Ba][Al(Si,Al)Si_2O_8]$)، نیټروباریټ $Ba(NO_3)_2$ او نور دي.

د پیدا کېدو د ځایونو ډولونه یې: د مینرالي ټولگو له مخې د باریم کاني ډبرې په مونومینرالي او مجموعي ډبرو وېشل کیږي. مجموعي هغه یې په باریټي-سولفیډي (د سرپو، جستو، کله کله د مسو سولفیډونه، د وسپنې پیریټ هم لري، خو قلع، نیکل، سره زر او سپین زر ډېر لږ او په ډېرو لږو کې وي)، باریټي-کلسیټي (تر **۷۵** سلنې کلسیټ $CaCO_3$ لري)، وسپنیز-باریټي (مگنیټیټ Fe_3O_4، هیماټیټ Fe_2O_3، او په پاسنیو برخو

کې ګویتیټ $FeO(OH)$، هایډروګویتیټ $3Fe_2O_3.4H_2O$ لري) او باریتي-فلووریتي (پر باریټ $BaSO_4$ او فلووریټ CaF_2 سربېره، زیاتره کوارتز SiO_2 او کلسیټ $CaCO_3$ لري، کله کله پکې په لږه کچه د جستو، سرپو، مسو او سیمابو سولفیډونه هم وي) وېشل شوي دي.

د عملي لیدټکي له پلوه یې د پیدا کېدو هایډروترمالي، مونومینرالي، باریتي-سولفیډي او باریتي-فلووریتي ځایونه ډېره لېوالتیا لري . همدا راز د پیدا کېدو ځینې میټاسوماټیک (Metasomatic) قشري وزمه او رسوبي ځایونه یې صنعتي ارزښت لري . د پیدا کېدو رسوبي ځایونه یې چې د اوبو عادي کیمیایي خټېبلونه دي، لږ موندل کیږي او کوم لوی رول نه لوبوي.

د قاعدې له مخې باریتي کاني ډېرې یې په خپل ترکیب کې نورې ګټورې برخې لري (لکه فلووریټ، ګالینا PbS ، سفالیریټ ZnS ، مس Cu، سره زر Au په صنعتي ټینګتوکیو (کونسنتراتونو) کې)، ځکه خو دوی په مجموعي ډول کاریږي.

ایزوټوپونه یې

طبیعي باریم له ۷ پایښت لرونکیو ایزوټوپونو جوړ دی او هغه دا دي: ^{132}Ba ، ^{134}Ba ، ^{135}Ba ، ^{136}Ba ، ^{137}Ba، ^{138}Ba . وروستی یانې ۱۳۸ شمېره ایزوټوپ یې تر ټولو ډېر خپور شوی دی (۷۱,۲۲ سلنه) . د باریم ۳۴ نور رادیواکتیفي ایزوټوپونه هم پېژندل شوي چې له دوی څخه یې د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د باریم-۱۳۰ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې 10^{21} × (۲.۷-۰.۵) کاله دی. بل یې د باریم-۱۳۳ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۰,۵۱ کاله دی. بل یې د باریم-۱۴۰ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۲,۷۵۲ ورځې دی. بل یې هم د باریم-۱۳۱ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۱,۵ ورځې دی. د دې عنصر د پېژندل شویو ایزوټوپونو د کتلو شمېرې له ۱۱۴ څخه پیل او پر ۱۵۳ پای ته رسیږي.

لاس ته راوړل يې

د باريم د لاس ته راوړلو لپاره بنسټيز اوم توکی باريم سولفاټ $BaSO_4$ دی چې په خپل وار له باريټ مينرال څخه د (**Flotation process**) مېتود پر مټ لاس ته راځي . د باريم سولفاټ $BaSO_4$ وروسته د ډېرو سکرو د کوک يا د طبيعي ګاز پر مټ پاکيږي:

$$BaSO_4 + 4C \rightarrow BaS + 4CO$$

$$BaSO_4 + 2CH_4 \rightarrow BaS + 2C + 4H_2O$$

تر دې وروسته سولفيډ د تودوخې پر مټ تر باريم هايډروسولفيډ $Ba(OH)_2$ پورې هايډروليز کيږي يا د کاربون ډای اکسايډ CO_2 تر اغېز لاندې په نه حلېدونکي باريم کاربوناټ $BaCO_3$ باندې اړول کيږي، تر دې وروسته چې باريم کاربوناټ په باريم اکسايډ BaO اړول کيږي (البته د باريم هايډروسولفيډ $Ba(OH)_2$ لپاره د تودوخې په ۸۰۰ س. ګ درجو کې او د باريم کاربوناټ $BaCO_3$ لپاره تر ۱۰۰۰ س. ګ درجو تودوخه کې) :

$$BaS + 2H_2O \rightarrow Ba(OH)_2 + H_2S \uparrow$$

$$BaS + H_2O + CO_2 \rightarrow BaCO_3 + H_2S \uparrow$$

$$Ba(OH)_2 \rightarrow BaO + H_2O$$

$$BaCO_3 \rightarrow BaO + CO_2$$

فلزي باريم له باريم اکسايډ BaO څخه د الومينيم Al پر مټ په خوله بند ګوګ ځای کې د تودوخې په ۱۲۰۰-۱۲۵۰ س . ګ درجو کې لاس ته راځي او الومينيم اکسايډ Al_2O_3 هم جوړوي:

$$3BaO + 2Al \rightarrow 3Ba + Al_2O_3$$

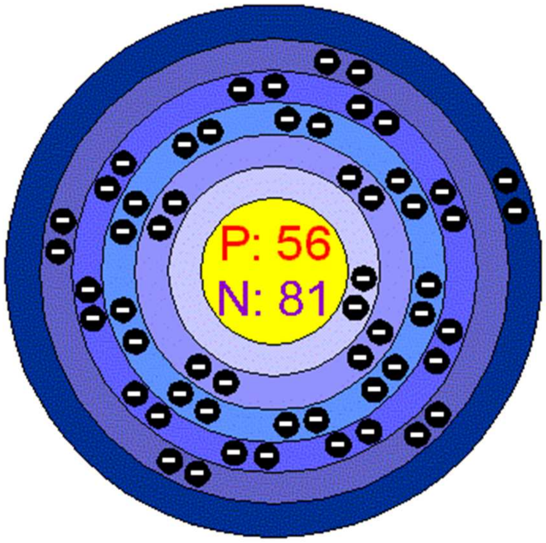
باريم د تقطير (ډيستيليشن) پر مټ په سربند او سرپټي تشځای کې پاکيږي او نره کيږي، يا هم د برخيزې ويلي کونې (**Zone melting**) پر مټ سوچه کيږي.

د باريم اتوم

د باريم د اتوم هسته له **۵۶** پروتونونو او ۸۱ نيوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې **۵۶** الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۶ ده. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په دريمه کې يې ۱۸، په څلورمه کې يې هم ۱۸، په پېنځمه کې يې ۸، او په شپږمه انرژيکي سويه کې يې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) **۱۳۷** دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د باريم اتومي کتله **۱۳۷,۳۲۷** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $6s^2$ **[Xe]** سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې **۲۲۲** پ. م دی.



انځور: د باریم د اتوم جوړښت

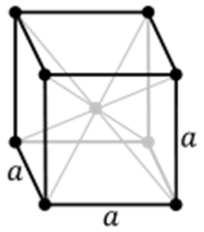
فیزیکي خواص یې

- د باریم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۳,۵** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ. په شمېر **۷۲۷** ده. (د ک په شمېر ۱۰۰۰ ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۱۸۴۵** ده. (د ک په شمېر **۲۱۱۸** ده) .
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۷,۲۲** کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې **۱۴۲,۰** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۸,۱** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې **۳۹,۰** س. م.م \موله دی.

باریم سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی، د ښتک وهلو وړتیا لرونکی فلز دی. له سخت او درانه ګوزار سره ماتیږي او ټوټې کیږي. دا عنصر دوه الوتروپي بڼې لري. د تودوخې تر ۳۷۵ س.ګ درجو پورې یې د الفا-باریم (α-Ba) بڼه پایداره ده، د بلوري جالۍ جوړښت یې مکعبي منځډک سېستم لري. د تودوخې تر ۳۷۵ لوړو درجو کې یې د بېتا-باریم (β-Ba)شتون لري. کلکوالی یې د موس په شمېر ۱,۲۵ موسه دی. باریم د خاورو تېلو (کیراسینو) کې یا د پارافین تر قشر لاندې ساتل کیږي.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د باریم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي منځډک سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې ۵,۰۲۰ انګسترومه دي.



انځور: د باریم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي منځډک سېستم لري

کیمیايي خواص یې

- د باریم کووالینسي نیم قطر ۱۹۸ پ.م دی.
- د ایون نیم قطر یې (۲e+) ۱۳۴ پ.م دی.
- الکتروني منفیت یې ۰,۸۹ پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک یې ۲,۹۰۶- ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجه یې ۲ ده.

- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې **۵۰۲,۵** کیلوجوله\موله ده. یا (**۵,۲۱**) الکترون ولټه ده.

باریم الکلي خاورین فلز دی. په هوا کې ژر اکسایډ کیږي، د باریم اکسایډ **BaO** او باریم نایټریډ **Ba۳N۲** مخلوط جوړوي. خو د لږې تودوخې ورکولو پر مهال پخپله اور اخلي. له اوبو سره **فعال تعامل** کوي او باریم هایډروکسایډ **Ba(OH)۲** جوړوي:

$$Ba + 2H_2O \rightarrow Ba(OH)_2 + H_2 \uparrow$$

له نریو تېزابونو سره **فعال تعامل** کوي. د باریم ډېری مالګې په اوبو کې یا نه حلیږي یا لږ حلیږي. لکه باریم سولفاټ **BaSO۴**، باریم سولفیټ **BaSO۳**، باریم کاربوناټ **BaCO۳**، باریم فاسفاټ **Ba۳(PO۴)۲**. باریم سولفیډ **BaS** له کلسیم سولفیډ **CaS** څخه په توپیر سره په اوبو کې ښه حلیږي. د باریم حلېدونکې مالګې دا شونتیا برابروي چې په محلول کې د سولفوریک اسیډ **H۲SO۴** او د باریم سولفاټ د سپین ختېډل، چې په اوبو او تېزابونو کې نه حلیږي، په رسوب کېدو سره د سولفوریک اسیډ د حلېدونکو مالګو شتون مالوم کړي.

له هالوجینونو سره په اسانۍ **تعامل** کوي او هالیډونه جوړوي.

له هایډروجن **H۲** سره د تودولو پر مهال باریم هایډرېډ **BaH۲** جوړوي او باریم هایډرېډ بیا پر خپل وار له لیتیم هایډرېډ **LiH** سره د **تعامل** په پایله کې د **Li[BaH۳]** مجموعه جوړوي.

باریم ته د تودوخې ورکولو پر مهال له امونیا **NH۳** سره **تعامل** کوي، باریم هایډرېډ **BaH۲** او باریم نایټرېډ **Ba۳N۲** جوړوي:

$$6Ba + 2NH_3 \rightarrow 3BaH_2 + Ba_3N_2$$

که چیرې باریم نایټرایډ Ba_3N_2 تود کړای شي نو له کاربون مونوکسایډ CO سره تعامل کوي چې په پایله کې باریم سیانیډ $Ba(CN)_2$ او باریم اکسایډ BaO جوړوي:

$$Ba_3N_2 + 2CO \rightarrow Ba(CN)_2 + 2BaO$$

باریم له اوبلنې امونیا NH_3 سره ټینګ شین رنګ لرونکی محلول جوړوي چې کېدای شي باریم هېګزامونیاټ $[Ba(NH_3)_6]$ ترې بېل کړای شي، چې سرو زرو ته ورته ځلا لري، په اسانۍ تجزیه کېږي او امونیا NH_3 ترې رابېلېږي. باریم هیګزامونیاټ $[Ba(NH_3)_6]$ د پلاتیني کتالیسټ په شتون سره تجزیه کېږي او د باریم امیډ $Ba(NH_2)_2$ جوړوي:

$$[Ba(NH_3)_6] \rightarrow Ba(NH_2)_2 + 4NH_3 + H_2$$

د باریم کاربیډ BaC_2 کېدای شي چې په قوس بټۍ (قوسي بټۍ) کې له سکرو سره د باریم اکسایډ BaO د تودولو پر مټ لاس ته راشي. له فاسفورس P سره په تعامل کولو کې باریم فاسفیډ Ba_3P_2 جوړوي. دا عنصر د ډېرو فلزونو اکسایډونه، هالیډونه او سولفیډونه د دوی تر خپلو فلزونو پورې بشپړوي.

۵۷. لانتانیم

لانتانیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د شپږمې دورې یو عنصر دې چې اتومي شمېره یې ۵۷ او سېمبول یې La دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (Lanthanum)، په انګلیسي کې (Lanthanum) او په روسي ژبه کې (Лантáн) دی. دا یو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (CAS) شمېره یې (۷۴۳۹-۹۱-۰) ده. لانتانیم یو ځلاند، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی چې د مندلیف جدول د لانتانیډونو د ګروپ د ۱۴

کیمیايي عنصرونو او همدا راز د کمپښنه خاورینو عنصرونو په شمېر کې، چې **۱۷** عنصرونه دي، راځي.

انځور: لانتهانیم نرم، د څټک وهلو تاب لرونکی، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی

تاریخچه یې

لانتهانیم د کیمیايي عنصر په توګه د **۳۶** کلونو په بهیر کې ونه شو کېدای چې کشف شي. پر **۱۸۰۳** ز کال **۲۴** کلن سویډني کیمیاپوه «یونس یاکوب برسیلیوس» یو مینرال وڅېړه، چې اوس د سیریټ $(Ce,La,Ca)_9(Mg,Fe^{+3})(SiO_4)_6(SiO_3OH)(OH)_3$ په نامه یادیږي. په دې مینرال کې ایتریمي خاوره (د ایتریم**Y** خاوره) او یوه بله کمپښنه خاوره، چې ایتریمي خاورې ته ډېره ورته وه، کشف شوه. دا خاوره د سیریمي خاورې (د سیریم **Ce** خاورې) په نامه ونومول شوه. سویډني کیمیاپوه «کارل ګوستاف موساندر» (**۱۷۹۷**-**۱۸۵۸**) پر **۱۸۲۲** ز کال سیریمي خاوره وڅېړله او دې پایلې ته راغی چې د ترکیب له پلوه نږه توکی نه دی او پر سیریم **Ce** سربېره یو بل نوی عنصر هم پکې شتون لري. «موساندر»

یوازې پر ۱۸۳۹ ز کال وکولای شول د سیریمي خاورې پېچلتیا ثبوت کړي. ده هغه مهال وکولای شول نوی عنصر بېل کړي، کله چې یې د سیریټ مینرال ډېره کچه لاس ته ورغله.

د نامه ریښه یې

نوی عنصر چې په سیریټ او موسانډیریټ مینرالونو کې کشف شوی وو، د «برسیلیوس» د وړاندیز پر بنسټ د لانتهانیم په نامه ونومول شو. دا نوم د عنصر د کشف د تاریخچې په ویاړ ورکړ شوی او د لرغوني یوناني ژبې له «λανθάνω » (lanthanō) څخه اخیستل شوی چې د «پټېدو» مانا لري.

په طبیعت کې د لانتهانیم شتون

لانتهانیم له سیریم Ce او نیوډیمیم Nd سره یو ځای په هغو کمپېښنه خاورینو عنصرونو پورې اړه لري چې تر نورو ډېر خپاره شوي دي. د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د لانتهانیم کچه د کتلې له پلوه $2{,}9 \cdot 10^{-3}$ سلنه ده. د سمندري او سمندرګیو اوبو په یو لیتر کې یې کچه $2{,}9 \cdot 10^{-6}$ میلي ګرامه ده. د دې عنصر تر ټولو مهم او لوی صنعتي مینرالونه مونازیټ $(Ce, La, Nd, Th) PO_4$، باستنایزیټ $(Ce,La,Y)CO_3F$، اپاټیټ $(Ca_5[PO_4]_3(F,Cl,OH)$ او لوپاریټ $(Na,Ce,Ca,Sr,Th)(Ti,Nb,Fe)O_3$ دي. د دې مینرالونو په ترکیب کې همدارنګه نورې کمپېښنه خاورې هم ګډون لري.

لاس ته راوړل یې

د لانتهانیم لاس ته راوړل په برخو برخو باندې د ده د کاني ډبرو له وېش سره تړاو لري. لانتهانیم له سیریم Ce، پرازیوډیمیم Pr او نیوډیمیم Nd سره یو ځای شتون لري. د دوی له مخلوط څخه لومړی سیریم بېلېږي او ورپسې دا نور عنصرونه د ایکسترېکشن (Extraction) مېتود پر مټ سره بېلېږي.

ایزوټوپونه یې

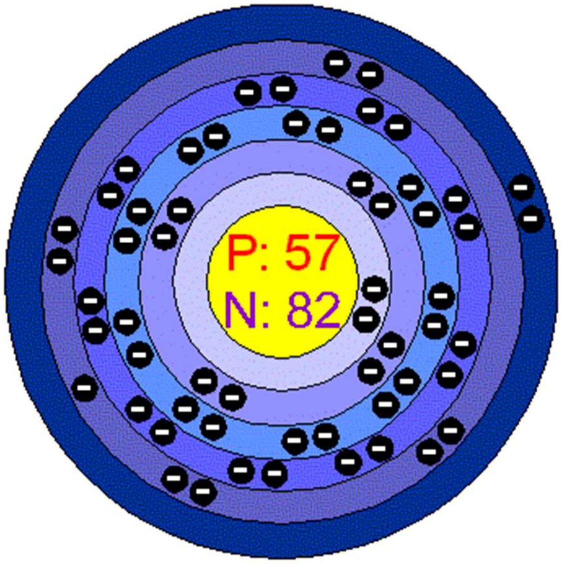
لانټانیم په طبیعت کې له یوه پایښت لرونکي ایزوټوپه ^{139}La او یوه رادیواکتیفي ایزوټوپه ^{138}La څخه جوړ دی . د لانټانیم-۱۳۹ پایښت لرونکي ایزوټوپ طبیعي یې ډېروالی یې ۹۹,۹۱ سلنه دی چې تر نورو ټولو ایزوټوپونو یې ډېر خپور شوی دی. له نورو ۳۸ رادیواکتیفي ایزوټوپونو څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي د ^{138}La ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۱۰۲×۱۰^۹ کاله دی. بل یې د ^{137}La ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۶۰۰۰۰ کاله دی. بل یې د ^{140}La ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۱,۶۷۸۱ ورځې دی . د نورو رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمايي عمر یې تر یوې ورځې لنډ دی، د ډېری هغو نیمايي عمر یې تر یوې دقیقې هم لنډ دی. دا عنصر ۱۲ هسته یي ایزومیرونه یې هم لري، چې د دوی له شمېر څخه یې بیا تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{132m}La ایزومیر دی چې نیمايي عمر یې ۲۴,۳ دقیقې دی. د دې عنصر د ټولو پېژندل شویو ایزوټوپونو د کتلو شمېرې له ۱۱۷ څخه پیل او پر ۱۵۵ پای ته رسیږي.

د لانټانیم اتوم

د لانټانیم د اتوم هسته له ۵۷ پروټونونو او ۸۲ نیوټرونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۵۷ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۶ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په دریمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې هم ۱۸، په پېنځمه کې یې ۹، او په شپږمه انرژیکي سویه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروټونونو او نیوټرونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۳۹ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د لانتهانيم اتومي کتله ۱۳۸,۹۰۵۴۷ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Xe]\ ^{۵}d^{۱}\ ^{۶}s^{۲}$ سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۸۷ پ. م دی.



انځور: د لانتهانيم د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

- د لانتهانيم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې له ۶,۱۶۲ څخه تر ۶,۱۸ گرامو دی (د الفا - بڼې لانتهانيم).
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۹۲۰ ده. (د ک په شمېر په ۱۱۹۳ ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر په ۳۴۶۴ ده. (د ک په شمېر په ۳۷۳۷ ده).

- د ویلي کېدو تودوالی یې ۸,۵ کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې ۴۰۲ کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې ۲۷,۱۱ جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې ۲۲,۵ س. م. م \موله دی.

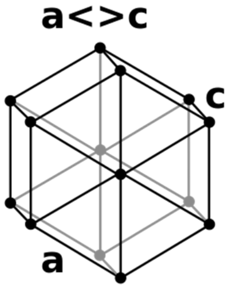
لانتهانیم ځلاند، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی. نرۍ لانتهانیم نرم او د کړولو راکړولو وړتیا لرونکی دی. پارامقناطیسي خاصیت یې کمزوری دی.

لانتهانیم درې بلوري بڼې لري: لومړۍ بڼه یې د الفا-لانتهانیم (α-La) په نامه یادیږي چې د بلوري جالۍ جوړښت یې شپږڅنډیز (هیګزاګونال) سېستم لري. دویمه یې د بېټا-لانتهانیم (β-La) بڼه ده چې د بلوري جالۍ جوړښت یې مکعبي سېستم لري . درېیمه یې د ګاما-لانتهانیم (γ-La) بڼه ده چې د بلوري جالۍ جوړښت یې مکعبي منځډک سېستم لري چې د الفا-وسپنې (α-Fe) هغې ته ورته دی، تر ۹۲۰ س. ګ درجو تودوخې پورې پایدار دی. د الفا-بېټا (α↔β) بڼو ترمنځ د تېرېدو راتېرېدو تودوخه یې ۲۷۷ س. ګ درجې ده، او د بېټا-ګاما (β↔γ) تر منځ ۸۲۱ س. ګ درجې ده. له یوې بڼې څخه یې بلې بڼې ته د تېرېدو پر مهال کثافت بدلون مومي. د ساري په توګه د الفا-لانتهانیم (α-La) کثافت په یو س. م. م کې له ۶,۱۲۲ څخه تر ۶,۱۸ ګرامه دی. د بېټا-لانتهانیم (β-La) کثافت په یو س. م. م کې ۶,۱۹ ګرامه دی، او د ګاما-لانتهانیم (γ-La) کثافت په یو س. م. م کې ۵,۹۷ ګرامه دی.

له جستو، مګنیزیم، کلسیم، تالیم، قلعي، سرپو، نیکل، کوبالټ، منګانیز، سیمابو، سپینو زرو، الومینیم، مسو او کاډمیم سره یو ځای ویلي کېدای شي او ګډوله فلز ترې جوړېدای شي. لانتهانیم له وسنپې سره د ګډ ویلي کېدو په پایله کې د پیروفوریک (Pyrophoric) په نامه ګډوله فلز جوړوي.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د لانتانیم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډیز (هیګزاګونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې ۱۲,۱٤=c a=۳,۷۷۲ انګسترومه دی.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې ۱۳۲ کیلوینه ده.



انځور: د لانتانیم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډیز (هیګزاګونال) سېستم لري

کیمیایي خواص یې

- د لانتانیم کوو الینسي نیم قطر ۱۲۹ پ. م دی.
- د ایون نیم قطر یې ۱۰۱. ($3e^+$) ۲ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۱,۱۰ پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک یې $La \leftarrow La^{3+}$ ۲.۳۸- ولته دی.
- د اکسایډ جوړولو درجه یې ۳ ده.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۵۴۱,۱ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۵,۲۱) الکترون ولته ده.

لانتانیم د کیمیایي خواصو له پلوه ډېر هغو ۱۴ عنصرونو ته ورته دی چې د کیمیایي عنصرونو په دوره یي جدول کې په ده پسې وروسته راغلي، ځکه خو دا شمېر عنصرونه د لانتانیډونو یا (لانتانیډي عنصرونو) په نامه یادیږي. فلزي لانتانیم ډېر کیمیایي فعالیت لري.

لانتانیم **La** په لنده هوا کې ژر د لانتانیم کاربوناټ په بنسټ (باز) بدلیږي:

$$4La + 3O_2 \rightarrow 2La_2O_3$$
$$La_2O_3 + 2CO_2 + H_2O \rightarrow 2LaCO_3(OH)$$

د تودوخې په **۴۵۰** س. گ درجو کې په اکسیجن O_2 کې سوځي او لانتانیم اکسایډ La_2O_3 جوړوي:

$$4La + 3O_2 \xrightarrow{450^oC} 2La_2O_3$$

له سړو اوبو H_2O سره ورو ورو او له سرو اوبو سره چټک تعامل کوي او د لانتانیم هایډروکسایډ $La(OH)_3$ جوړوي:

$$2La + 6H_2O \xrightarrow{90^oC} 2La(OH)_3 + 3H_2 \uparrow$$

لانتانیم د تودولو پر مهال له فلورینو F_2 ، کلورینو Cl_2 ، برومینو Br_2 ، او ایوډینو I_2 سره تعامل کوي او اړوند لانتانیم فلوراید LaF_3 ، لانتانیم کلوراید $LaCl_3$ ، لانتانیم برومایډ $LaBr_3$ ، او لانتانیم ایوډایډ LaI_3 جوړوي، د څلورو واړو تعاملونو معادلې یې دا دي:

$$2La + 3F_2 \xrightarrow{100^oC} 2LaF_3$$
$$2La + 3Cl_2 \xrightarrow{100^oC} 2LaCl_3$$
$$2La + 3Br_2 \xrightarrow{t^oC} 2LaBr_3$$
$$2La + 3I_2 \xrightarrow{t^oC} 2LaI_3$$

لانتانیم له کاني (غیرعضوي) تېزابونو سره په اسانۍ تعامل کوي، د لانتانیم ایونونه La^{3+} او هایډروجن H_2 جوړوي. دا ډېره شونې ده چې د لانتانیم د La^{3+} ایون د اوبو په محلول کې تر ډېرې کچې د مجموعي ایون $[La(OH_2)_9]^{3+}$ په توگه شتون لري:

$$2La + 3H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2La^{3+} + 3SO_4^{2-} + 3H_2 \uparrow$$

د لانتانیم بنسټیز مرکبونه

- لانتانیم اسیټیلاسیټوناټ یو عضوي مرکب دی، کیلاټ (**Chelate**) مرکب دی، کیمیایي فورمول یې $La(C_5H_7O_2)_3$ دی. دا یو بې رنګه جامد توکی دی، په اوبو او عضوي حل کوونکیو کې ښه حلیږي. د اسیټیلاسیټون $C_5H_8O_2$ له الکولي محلول سره د لانتانیم د مالګو د تعامل په پایله کې لاس ته راځي.
- لانتانیم بینزویلاسیټوناټ د لانتانیم د کیلاټ مرکب دی، کیمیایي فورمول یې $La(C_{10}H_9O_2)_3$ دی. دا مرکب زېړ منشوري بڼه لرونکي کریستالونه جوړوي. د لانتانیم د مالګو او بینزویلاسیټون $C_{10}H_{10}O_2$ د تعامل په پایله کې جوړیږي.
- لانتانیم (**III**) برومایډ یو دوه ګونی مرکب دی، کیمیایي فورمول یې $LaBr_3$ دی. سپین کریستالونه جوړوي چې په اوبو کې ښه حلیږي. پر لانتانیم اکسایډ La_2O_3 یا لانتانیم سولفیډ La_2S_3 باندې د هایډروجن برومایډ HBr د اچولو او یو ځای کولو په پایله کې لاس ته راځي.
- لانتانیم هایډریډ یو دوه ګونی مرکب دی، کیمیایي فورمول یې LaH_3 دی. دا یو تېنګ شین رنګ لرونکی بلوري (کریستالي) توکی دی؛ له اوبو سره تعامل کوي او لانتانیم هایډروکسایډ جوړوي. د تودوخې په ۲۱۰-۲۹۰ س. ګ درجو کې پر لانتانیم باندې د هایډروجن د اچولو پر مټ جوړیږي.
- د لانتانیم هایډروکسایډ مرکب یو سپین توکی دی چې په اوبو کې نه حلیږي، کیمیایي فورمول یې $La(OH)_3$ دی. پر فلزي لانتانیم یا یې پر اکسایډ باندې د سړو (ډېرو تودو) اوبو د اچولو په پایله کې جوړیږي. د تودوخې تر ۳۰۰ لوړو س. ګ درجو کې تجزیه کیږي.

- لانتانیم ایوډایډ یو دوه ګونی مرکب دی، کیمیایي فورمول یې LaI_3 دی. د زېړ او زرغون رنګ لرونکي کریستالونه جوړوي، چې په اوبو او عضوي حل کوونکیو کې ښه حلیږي. په غیر فعال اتموسفیر کې د لانتانیم او ایوډینو د تودولو پر مټ لاس ته راځي.
- لانتانیم کاربیډ له کاربون سره د لانتانیم دوه ګونی مرکب دی، کیمیایي فورمول یې LaC_2 دی. زېړ کریستالونه جوړوي. له اوبو سره تعامل کوي، د تعامل په پایله کې هایډروکسایډ جوړوي، د ایتان C_2H_6 او استیلین C_2H_2 ګازونه ازادوي.
- لانتانیم کاربونات بې رنګه کریستالي توکی دی، کیمیایي فورمول یې $La_2(CO_3)_3$ دی، د $La_2(CO_3)_3 \cdot 8H_2O$ ترکیب کریستالي هایډرات جوړوي. د لانتانیم هایډروکسایډ له سوسپینسیون (**Suspension**) څخه د کاربون ډای اکسایډ CO_2 د تېرولو پر مټ لاس ته راځي.
- لانتانیم کوپفیرونات یو عضوي مرکب دی، د کیلات مرکب دی، کیمیایي فورمول یې $[La\{C_6H_5N(NO)O\}_3]$ دی. زېړ کریستالونه جوړوي. په تېزابي چاپیریال کې د کوپفیرون $C_6H_9N_3O_2$ له محلول سره د لانتانیم کلورایډ $LaCl_3$ د تعامل په پایله کې جوړیږي.
- د لانتانیم نایترات مرکب بې رنګه کریستالي توکی دی، فورمول یې $La(NO_3)_3$ دی؛ په اوبو او عضوي حل کوونکیو کې ښه حلیږي. په نایتریک اسیډ (HNO_3) کې د لانتانیم، د ده د اکسایډ او یا د ده د هایډروکسایډ په حلولو سره لاس ته راځي.
- د لانتانیم اکسالات مرکب یو بې رنګه توکی دی، کیمیایي فورمول یې $La_2(C_2O_4)_3$ دی. په اوبو کې نه حلیږي. د لانتانیم پر حلېدونکیو مالګو باندې د اکسالیک اسیډ $H_2C_2O_4$ (شلخي تېزابو) د پرېمانه تویولو او اغېز کولو پر مټ لاس ته راځي.

- د لانتانيم اکسايډ مرکب سپين کريستالونه دي، کيميايي فورمول يې La_2O_3 دی. په اوبو کې نه حليږي، خو ورو ورو تعامل ورسره کوي. په هوا کې د لانتانيم د سوځولو يا د تودوخې په لوړو درجو کې د ده د مالګو د تجزيې پر مټ جوړيږي. په تېزابونو کې حليږي او د لانتانيم (III) مالګې جوړوي. په هوا کې کاربون ډای اکسايډ CO_2 جذبوي، ورو ورو د لانتانيم کاربوناټ په بنسټ (باز) باندې بدليږي .
- د لانتانيم اکسي سولفيډ مرکب زېړوزمه سپين هيګزاګونال کريستالونه دي، کيميايي فورمول يې La_2O_2S دی.
- لانتانيم اکسي فلورايډ د مکعبي سېستم بې رنګه کريستالونه دي، کيميايي فورمول يې $LaOF$ دی. د تودوخې په ۸۰۰ س. ګ درجو کې د اوبو له بړاسونو سره د لانتانيم فلورايډ په تعامل سره جوړيږي، يا په سر بنده او خوله بنده خلا کې له لانتانيم فلورايډ سره د لانتانيم اکسايډ په سره کولو (تودوخه ورکولو) سره جوړيږي.
- لانتانيم سيليسايډ يو دوه ګوني غيرعضوي مرکب دی، کيميايي فورمول يې $LaSi_2$ دی. ظاهري بڼه يې خړ کريستالونه دي.
- لانتانيم سولفاټ بې رنګه کريستالونه دي، په اوبو کې حليږي، کيميايي فورمول يې $La_2(SO_4)_3$ دی. په سولفوريک اسيډ H_2SO_4 کې د فلزي لانتانيم، د ده د اکسايډ يا د ده د هايډروکسايډ په حلولو سره جوړيږي. د تودوخې په ورکولو سره تجزيه کيږي.
- د لانتانيم سولفيډونه د لانتانيم او سولفور دوه ګوني غيرعضوي مرکبونه دي. د لانتانيم (III) سولفيډ کيميايي فورمول La_2S_3 دی؛ دا زېړ او سره کريستالونه دي، چې په اوبو کې نه حليږي. د تودوخې په ۶۰۰-۸۰۰ س. ګ درجو کې پر لانتانيم باندې د سولفور د بړاسونو د اچولو او ګډولو په پايله کې جوړيږي. لانتانيم

مونوسولفیډ LaS یې د مکعبي سېستم سرو زرو ته ورته رنګ لرونکي کریستالونه دي. لانتانیم ډای سولفیډ LaS_2 یې قهوه یي رنګه کریستالونه دي.

- لانتانیم فاسفاټ مرکب یې بې رنګه کریستالونه دي، په اوبو کې ښه نه حلیږي، کیمیایي فورمول یې $LaPO_4$ دی. د لانتانیم د حلېدونکې مالګې او الکلي فلز د فاسفاټ تر منځ د تعویضي تعامل پر مټ جوړیږي.
- لانتانیم فاسفیډ یو دوه ګونی غیرعضوي مرکب دی، تور کریستالونه دي او کیمیایي فورمول یې LaP دی. د تودوخې په ۴۰۰-۵۰۰ س.ګ درجو کې د لانتانیم او فاسفورس د تعامل په پایله کې جوړیږي.
- لانتانیم کلورایډ یو بې رنګه توکی دی، کیمیایي فورمول یې $LaCl_3$ دی، په اوبو کې ښه حلیږي. له کلورینو سره د لانتانیم د تعامل، یا له مالګې تېزابو HCl سره د لانتانیم د تعامل په پایله کې جوړیږي.

کارونه یې

- لانتانیم په پېښلیک کې لومړی ځل د ګایس په جالۍ کې وکارول شو. اتریشي کیمیاپوه «کارل اوېر فون ویلسباخ» (۱۸۵۸-۱۹۲۹) داسې یو مخلوط وکاراوه چې په هغه کې ۶۰ سلنه د مګنیزیم اکسایډ MgO، ۲۰ سلنه د ایتریم اکسایډ Y_2O_3، او ۲۰ سلنه د لانتانیم اکسایډ La_2O_3 ګډون درلود او د (Actinophor) په نامه یاد شو او پر ۱۸۸۵ ز کال یې د کشف رښتلیک (حقلیک) تر لاسه کړ. د رڼا کولو نوې الې روښانه زرغونه رڼا کوله.
- لانتانیم اکسایډ او لانتانیم بورایډ په برېښنایي خلایي ګروپونو کې کاریږي. د لانتانیم هیګزابورایډ LaB_6 کریستالونه د الکتروني مایکروسکوپونو لپاره د کتودي وړانګو په سرچینو کې کاریږي.

- لانتهانیم له نیکلو، مگنیزیم، کوبالتو او نورو سره د گډوله فلزونو د یوې برخې په توگه کارېږي.
- د لانتهانیم د $La(Ni_{3.55}Mn_{0.4}Al_{0.3}Co_{0.4}Fe_{0.35})$ مرکب په نیکلي-فلزي هایډرېډي بېټریو کې د انودي توکي په توگه کارېږي. دا مرکب د AB_5 ډول انټرمیټالیک گډوله فلز دی.
- نږه لانتهانیم له دې لامله چې ډېر قیمت دی، نه کارېږي؛ د ده پر ځای د میشمیټال (Mischmetal) په نامه گډوله فلز کارېږی. په دې گډوله فلز کې له ۲۰ څخه تر ۴۵ سلنې لانتهانیم برخه لري. میشمیټال د ډېرې تودوخې په وړاندې مقاومت کوونکی او زنگ نه وهونکی گډوله فلز دی.
- د (Toyota Prius) مخبېلگې موټر د تولید لپاره له ۱۰ تر ۱۵ کیلوگرامو لانتهانیم ته اړیزه شته او د موټر په بېټریو کې کارېږي.
- د لانتهانیم کاربوناټ $La_2(CO_3)_3$ د (Fosrenol) په نامه د یو داسې دارو درمل په توگه کارېږي چې د هیپرفاسفاټیمیا (Hyperphosphatemia) تکلیف پر مهال د اضافي فاسفاټو د جذب لپاره کارېږي. (هیپرفاسفاټیمیا یانې په وینه کې د فاسفاټو د ډېرې کچې زېرمه کېدل، یانې چې له ۴,۵ سلنې څخه زیات وي).
- لانتهانیم د هایډروجن د جذبولو خاصیت لري. د دې توکي یو حجم کولای شي چې د راستنېدونکي جذبونې په بهیر کې تر ۴۰۰ حجمه هایډروجن جذب کړي. دا خاصیت یې د انرژۍ د ساتنې په سېستم کې د هایډروجني بېټریو لپاره کارېږي، ځکه چې په لانتهانیم کې د هایډروجن د حلېدو پر مهال تودوخه ازادېږي.
- د لانتهانیم او نورو کمپېښه خاورینو عنصرونو مالگې د قوسي برېښنایي گروپ (Arc lamp) د قوس د روښانتیا د زیاتولو لپاره کارېږي. قوسي برېښنایي گروپونه د سېنما د فېلم ښودلو ماشین کې ډېر کارېږي.
- مایع لانتهانیم له ویلي شویو یورانیمو څخه د پلوتونیمو د راایستلو لپاره کارېږي.

- پولادو ته د لانتهانیم د لږ مقدار ورزیاتول د پولادو د تاوېدو راتاوېدو وړتیا او د بڼې بدلېدو په وړاندې یې مقاومت زیاتوي . مولیبډینیم **Mo** ته د لانتهانیم ورزیاتول د هغه کلکوالی او د تودوخې د ښکته کېدو او پورته کېدو په وړاندې حساسیت کموي.
- د لانتهانیم اکسایډ **La_2O_3** د ځانګړیو ښیښو ، د لوړې تودوخې مقاومت لرونکیو سیرامیکو توکیو ترکیبي برخه ده، همدا راز د لانتهانیم د نورو مرکبونو د تولید لپاره هم کاریږي.
- د لانتهانیم ایونونه لکه د (**Horseradish peroxidase**) په څېر په مالیکولي بیولوجۍ کې د الکتریکي سیګنال د پیاوړتیا لپاره، البته د کشف او تشخیص (**Detection**) لپاره تر اړینې کچې پورې پیاوړتیا لپاره کاریږي.
- د لانتهانیم او نورو کمپیښه خاورینو عنصرونو ځینې مرکبونه، د ساري په توګه کلورایډونه او اکسایډونه د بېلابېلو کتالیستونو ترکیبي برخې دي چې له هغه شمېر څخه د پیترولو د کراکینګ (**Cracking**) لپاره کاریږي.

۵۸. سیریم

سیریم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د شپږمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې **۵۸** او سېمبول یې **Ce** دی. د دې عنصر نوم په انګلیسي ژبه کې (**Cerium**) او په روسي ژبه کې (**Це́рий**) دی . سریم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د لانتهانیډونو د ګروپ یو عنصر دی، چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره (**۷۴۴۰-۴۵-۱**) ده. دا یو د څټک وهلو وړتیا لرونکی، وسپنې ته ورته او خړ رنګ لرونکی فلز دی.

انځور: سيريم د ځتک وهلو وړتيا لرونکی، وسپني ته ورته او خړ رنګ لرونکی فلز دی

تاريخچه يې

سيريم د کوچنيو ګرزنده ستوريو (سيارو) له شمېر څخه د تر ټولو ډېر لوی ګرزنده ستوري «سيريس» (**Ceres**) په وياړ نومول شوی دی. سيريس بيا پر خپل وار د لرغوني روم په اسطورو کې د کرنې او حاصلخېزۍ د الهې (**Cerēs**) په وياړ نومول شوی وو.

الماني کيمياپوه «مارتين هاينريش کلاپروت» (۱۷۴۳-۱۸۱۷) چې له خپلو سويډني همکارانو «ويلهلم هيسينګر» (۱۷۶۶-۱۸۵۲) او «يونس ياکوب برسيليوس» سره يې نږدې هممهال سيريمي خاوره کشف کړې وه، پر دې عنصر د «سيريم» نوم له اېښودولو سره مخالفت ښوده، ده د «سيريري» نوم وړانديزاوه. خو «برسيليوس» په خپل غوره کړي نامه ټينګار وکړ، ځکه ويل يې چې د «سيريري» نوم تلفظ کول ستونزمن دی.

په طبیعت کې د سیریم شتون

سیریم د ځمکې د پاسني کلک قشر په یو ټن کې ۷۰ گرامه شتون لري؛ د سمندرونو او سمندرگیو د اوبو په یو لیتر کې یې شتون ۵,۲۰۱۰^{-۶} میلي گرامه دی.

د پیدا کېدو سیمې او لاس ته راوړل یې: د سیریم د پیدا کېدو تر ټولو ډېرې لوېې سیمې په امریکا متحدو ایالتونو، قزاقستان، روسیه، اوکراین، استرالیا، برازیل، هند، او سکاندیناویایي هېواد کې دي. د سیریم عنصر د سیریم فلوراېډ CeF_3 د الکترولیز کولو پر مټ لاس ته راځي.

ایزوټوپونه یې

طبیعي سیریم د څلورو پایښت لرونکیو ایزوټوپونو له مخلوطه جوړ دی. دا ایزوتوپونه یو د ^{136}Ce ایزوټوپ دی چې طبیعي ډېروالی یې ۰,۱۸۵ سلنه دی. دویم یې د ^{138}Ce ایزوټوپ دی چې طبیعي ډېروالی یې ۰,۲۵۱ سلنه دی. درېیم یې د ^{140}Ce ایزوټوپ دی چې طبیعي ډېروالی یې ۸۸,۴۸ سلنه دی، او څلورم یې د ^{142}Ce ایزوټوپ دی چې طبیعي ډېروالی یې ۱۱,۱۱۴ سلنه دی. د دې عنصر ۳۵ نور رادیواکتیفي ایزوټوپونه هم پېژندل شوي. له دوی څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{144}Ce ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۲۸۴,۸۹۳ ورځې دی. بل یې د ^{139}Ce ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۳۷,۲۴۰ ورځې دی، او بل یې هم د ^{141}Ce ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۳۲,۵۰۱ ورځې دی. د نورو ټولو رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر ۴ ورځو لنډ دی، د ډېری نیمایي عمر یې تر ۱۰ دقیقو هم لنډ دی. دا عنصر ۱۰ هسته یي ایزومیرونه (ایزومیري حالتونه) هم لري.

د سیریم-۱۴۴ ایزوټوپ، چې نیمایي عمر یې ۲۸۵ ورځې دی، د یورانیم-۲۳۵ ایزوټوپ له تجزیې څخه جوړ شوی، نو ځکه په اټومي بټیو کې په ډېره کچه جوړېږي. د ډای اکساېډ

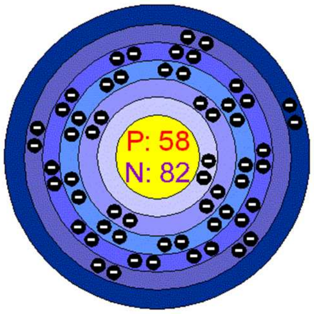
(کثافت یې په یو س. م. م کې نږدې ۲,۴ گرامه دی) په ډول د برېښنا د رادیوایزوټوپي سرچینو په تولید کې د تودښت د سرچینې په توگه کارېږي ؛ ازادېدونکې انرژي یې نږدې ۱۲,۵ واټه سانتي مترمکعبه ده.

د سیریم اتوم

د سیریم د اتوم هسته له ۵۸ پروتونونو او ۸۲ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۵۸ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۷ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۲۰، په پېنځمه کې یې ۸، او په شپږمه انرژیکي سویه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۴۰ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د سیریم اتومي کتله ۱۴۰,۱۱۲ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[Xe]4f^{1}5d^{1}6s^{2}$ سره ښودل کېږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې ۱۸۱ پ. م دی.



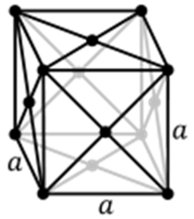
انځور: د سیریم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د سیریم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۶,۷۵۷** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۷۹۵** ده. (د ک په شمېر په **۱۰۶۸** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۳۴۴۳** ده. (د ک په شمېر **۳۷۱۶** ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۵,۲** کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې **۳۹۸** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۶,۹۴** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې **۲۱,۰** س. م. م\موله دی.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د سیریم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې **۵,۱۲۰** انگسترومه دي.



انځور: د سیریم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري

کیمیایي خواص یې

- د سیریم کووالینسي نیم قطر **۱۶۵** پ. م دی.

- د ايون نيم قطر يې (+۴e) ۹۲۱۰۳ . (+۳e) ۴ پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې ۱,۱۲ پاولينگه دی.
- الکتردوي ځواک يې $Ce \leftarrow Ce^{3+}$ ۲,۳۴- ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجې يې ۴ ، ۳ دي.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې **۵۴۰,۱** کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمېر (**۵,۲۰**) الکترون ولټه ده.

سيريم يو کمپښنه خاورين عنصر دی، په هوا کې پايدار نه دی، ورو ورو اکسايډ کيږي او په سپين اکسايډ باندې بدليږي.

کارونه يې

په فلز ويلي کولو کې: سيريم په اوسني تخنيک کې په پراخه پيمانه کاريږي، له وسپنې، مگنيزيم سره يې گډوله فلزونه هم کاريږي. سيريم له الومينيمو **Al** ، مسو **Cu** ، نيوبيم **Nb** ، ټيټانيم **Ti** سره په گډوله فلز کې د هغوی د برېښنا تېرولو وړتيا (ظرفيت) زياتوي.

له کومو پولادو سره چې سيريم گډ شوي وي د هغوی کلکوالی زيات وي. دلته د سيريم اغېز هماغسې دی لکه د لانتانيم . خو لکه څرنگه چې سيريم او د ده مرکبونه د لانتانيم په پرتله ارزان او لاسرسی ورته ډېر دی، نو له نورو فلزونو سره د ده د يو ځای کولو او گډوله فلز جوړولو ارزښت ډېر دی.

اړينه ده وويل شي چې سيريم له يو شمېر فلزونو سره د يوځای ويلي کولو او گډوله فلز جوړولو پر مهال يو ډېر توپاني تعامل کوي او انټرميتاليک (**Intermetallic**) گډوله فلز جوړوي. د ساري په توگه له جستو سره د ده تعامل همدغسې دی، که چيرې دوی گډ سره ويلي شي، يا د سيريم د مخلوط پوډرو او د جستو پوډرو ته يو ځای تودوخه ورکړ شي نو ياد تعامل رامنځته کوي. دا تعامل د يوې پياوړې چاودنې په ډول ترسره کيږي؛ ويلي

شویو جستو ته د سیریم د کومې ټوټې ورغورځول ډېر خطرناک دي، ځکه چې روښانه شارټې غوندې کوي او پیاوړې چاودنه کوي.

د کټالیسټ په توګه: په کیمیایي او نفتي صنعت کې د سیریم ډای اکسایډ CeO_2، چې د ویلي کېدو تودوخه یې ۲۷۰۰ س. ګ درجې ده، د کټالیسټ په توګه کاریږي. سیریم ډای اکسایډ CeO_2 د هایډروجن H_2 او کاربون مونوکسایډ CO تر منځ مهم تعامل چټکوي. سیریم ډای اکسایډ له الکولو څخه د هایډروجن د جلاکولو او لرې کولو، یا په بله وینا ډې هایډروجنېشن (Dehydrogenation) کې ډېر ښه کار ورکوي. د سیریم بل مرکب د ده سولفاټ، یانې سیریم سولفاټ $Ce(SO_4)_2$ دی چې د سولفوریک اسیډ H_2SO_4 د مالګو د تولید د راټلونکې لپاره یو ښه کټالیسټ ګڼل کیږي. دی د سولفور ډای اکسایډ SO_2 د اکسایډ کېدلو تعامل، چې سولفور جوړوي، ډېرګړندی کوي.

د ښیښې په تولید کې: په اټومي تخنیک کې سیریم لرونکې ښیښې په پراخه پیمانه کاریږي. دا ښیښې د راډیاشن وړانګو (Radiation) تر اغېز لاندې خپ کیږي نه (یانې کوم رنګ نه خپلوي)، دا شونتیا برابروي چې د پرسونل د دفاع او ساتنې لپاره پرېږې ښیښې جوړې شي. سیریم ډای اکسایډ د ځانګړیو ښیښو په ترکیب کې د رڼا کوونکي او کله کله د نري زېړ رنګ ورکونکي په توګه ګډون لري.

د توږونکي توکي په توګه: د سیریم ډای اکسایډ CeO_2 د پولیریټ بنسټیزه ترکیبي برخه ده. پولیریټ د اوپټیکي ښیښو او هنداري ښیښو د توږلو او ښوی کولو لپاره ډېر ښه اغېزمن پوډر دی. پولیریټ قهوه یي رنګ لرونکی (یا ککاو ته ورته رنګ لرونکی) پوډر دی چې د کمپېښه خاورینو عنصرونو له اکسایډونو څخه جوړیږي. په ده کې د سیریم اکسایډ برخه تر ۴۵ سلنې کمه نه وي.

د پخپله اور اخیستونکي توکي په توګه: له وسپنې سره د سیریم ۵۰ سلنه ګډوله فلز، چې د (Ferrocerium) په نامه یادیږي، کله کله هم د میشمیټال (Mischmetal) فلز په ډول

په سګرېټ لايټرونو کې د مصنوعي «اورټک» (بکرۍ) په توګه کارېږي. د سيريم ډای اکسايډ CeO_2 له ټيټانيم ډای اکسايډ TiO_2 سره يو ځای د رنګه ښيښنو، له نري زېړ رنګه نيولې تر نارنجي وزمه رنګه پورې، ښيښنو د اېشولو او جوړولو لپاره کارېږي.

د ډېرې تودوخې مقاومت لرونکيو توکيو کې: د اور او ډېرې تودوخې په وړاندې مقاومت لرونکيو توکيو کې د سيريم ډای اکسايډ CeO_2 (په اکسايډي او غيرفعال چاپيريال کې د تودوخې تر ۲۳۰۰ درجو س. ګ پورې) کارېږي.

په طب کې: د سيريم مالګې د حرکت يا سفر ناروغۍ (**Motion sickness**) د نښو د له منځه وړلو يا وقايې لپاره کارېږي. په ستوماتولوجۍ کې سيريمي پولاد او سيراميک (**Ceramic**)، چې سيريم ډای اکسايډ لري، کارېږي.

په سون پيلونو يا بېټريو کې: د سيريم ډای اکسايډ د لوړې تودوخې لرونکيو د سون پيلونو او بېټريو د جامد الکتروليت په توليد کې کارېږي.

د برېښنا په کيميايي سرچينو کې: د سيريم ترای فلورايډ CeF_3 له سترونتيم فلورايډ SrF_2 سره په ګډوله فلز کې د ډېرو پياوړيو چارجېدونکيو بالټيو د توليد لپاره کارېږي. په دا ډول بالټيو کې انود له نره فلزي سيريمه جوړېږي.

انځور: د سیریم سولفاټ $Ce(SO_4)_2$ ، یو زېړ پوډر او بې اوبو مالگه ده، په اوبو او نریو تېزابونو کې حلیږي، د کټالیسټ په توگه کاریږي

۵۹. پرازیوډیمیم

پرازیوډیمیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د شپږمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې **۵۹** او سېمبول یې **Pr** دی . د دې عنصر نوم په انگریزي ژبه کې (**Praseodymium**) او په روسي ژبه کې (**Празеоди́м**) دی. دا یو سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی، د لانتانایډونو د گروپ عنصر دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (۰-۱۰-۷۴۴۰) ده.

انځور : پرازيوډيميم په منځني ډول نرم، د کړېدو راکړېدو وړ، د ښتک وهلو تاب لرونکی، سپينو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی

تاريخچه او د نامه ريښه يې

پرازيوډيميم اتريشي کيميا پوه «کارل اوېر فون ويلسباخ» (۱۸۵۸-۱۹۲۹) پر **۱۸۸۵** ز کال کړی دی . ده دا مالومه کړه چې پر **۱۸۳۹** ز کال د سويډني کيميا پوه «کارل گوستاف موساندر» له خوا موندل شوی د «ډيډيميم» عنصر په اصل کې د دوو عنصرونو مخلوط دی، دا دوه عنصرونه د فيزيکي او کيميايي خواصو له پلوه يو بل ته نږدې او دا دواړه يې د نيوډيميم **Nd** او پرازيوډيميم **Pr** په نومونو ونومول.

د پرازیوډیمیم کلمه د یوناني ژبې له (prasinos) څخه اخیستل شوې چې د «نري زرغون» رنګ او د یوناني ژبې له (didymos) څخه اخیستل شوې چې د «غبرګوني» مانا لري. دا نوم پر دې د دې د مالګو د رنګ په پام کې نیولو سره اېښودل شوی دی.

په طبیعت کې د پرازیوډیمیم شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د پرازیوډیمیم کچه په یو ټن کې ۹ ګرامه ده. د سمندرونو د اوبو په یو لیټر کې یې کچه $2{,}6 \cdot 10^{-6}$ میلي ګرامه ده.

لاس ته راوړل یې

پرازیوډیمیم له نورو کمېښنه خاورینو عنصرونو سره په مخلوطونو کې شتون لري او له دغو مخلوطونو څخه لاس ته راځي. د (Extraction) او د کروماتوګرافۍ (Chromatography) عملیو پر مټ د مخلوط د برخو د جلا کولو له لارې د پرازیوډیمیم بلورونه له نورو سپکو لانتانیډي عنصرونو سره یو ځای کېږي او له نیوډیمیم سره یو ځای جلا کېږي. تر دې وروسته پرازیوډیمیم له نیوډیمیم څخه جلا کېږي او د فلزونو د تودوخیز (میتالوترمي) مېتود له مخې یا هم د تودوخې په ۸۵۰ س.ګ درجو کې د الکترولیز پر مټ په نرېه فلز اړول کېږي.

کارونه یې

د پرازیوډیمیم ایونونه د هغو لایزري وړانګو، چې د څپې اوږدوالی یې ۱,۰۵ میکرومتره دي، د متهیج کولو لپاره کارېږي. د پرازیوډیمیم فلورایډ PrF_3 د لایزري توکي په توګه کارېږي. د پرازیوډیمیم اکسایډ د ښیښې په جوړولو کې کارېږي او ښیښې ته نری زرغون رنګ ورکوي.

د پرازیوډیمیم مالګې په هسته یي اهتزازي مقناطیس کې یا په هسته یي مقناطیسي تشدید ((Nuclear magnetic resonance (NMR) کې کارېږي . پرازیوډیمیم د میشمیټال (Mischmetall) ګډوله فلز د یوې برخې په توګه، چې پولادو ته وراضافه کیږي، کارېږي؛ له کوبالټو او نیکلو سره مګنیزیمي ګډوله فلزونو ته ورګډیږي.

ایزوټوپونه یې

پرازیوډیمیم یوازې یو طبیعي پایښت لرونکی ایزوټوپ لري او هغه د ^{141}Pr ایزوټوپ دی . دا عنصر همدا راز ۳۸ نور رادیواکتیفي ایزوټوپونه هم لري چې پېژندل شوي دي . د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{143}Pr ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۳,۵۷ شواروزه دی . بل یې د ^{142}Pr ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۹,۱۲ ساعته دی . د نورو ټولو رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر ۵,۹۸۵ ساعته لنډ دی، د ډېری هغو نیمایي عمر یې تر ۳۳ ثانیو هم لنډ دی . دا عنصر ۱۵ هسته یي ایزومیرونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{138m}Pr ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۲,۱۲ساعته دی . بل یې د ^{142m}Pr ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۱۴,۶ دقیقې دی، او بل یې د ^{134m}Pr ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۱۱ دقیقې دی.

د هغو رادیواکتیفي ایزوټوپونو، چې د اتومي کتلو شمېرې یې تر پرازیوډیمیم-۱۴۱ پایښت لرونکي ایزوټوپه مخکې دي، د تجزیې ډول الکتروني اشغال دی . هغه رادیواکتیفي ایزوټوپونه چې تر پرازیوډیمیم-۱۴۱ پایښت لرونکي ایزوټوپه وروسته راغلي د هغوی د تجزیې ډول β^- بېټا- منفي- تجزیه دی . تر ۱۴۱ شمېرې پایښت لرونکي ایزوټوپه مخکې رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې په پایله کې د ۵۸ شمېرې کیمیایي عنصر سیریم Ce ایزوټوپونه جوړیږي او تر ۱۴۱ شمېرې وروسته رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې په پایله کې د ۶۰ شمېرې کیمیایي عنصر نیوډیمیم Nd ایزوټوپونه جوړیږي . د

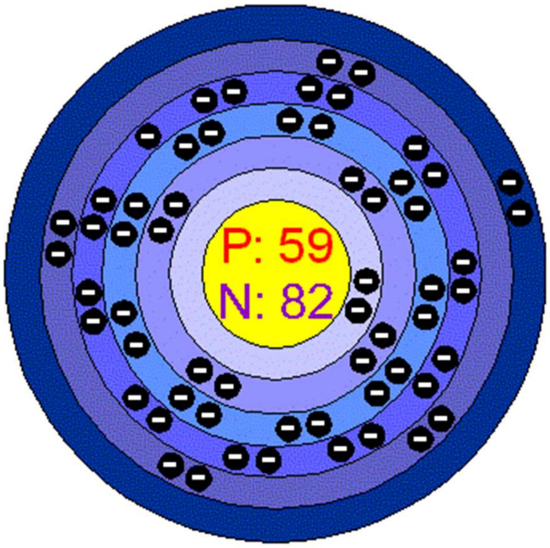
دې عنصر د پېژندل شویو ایزوټوپونو د کتلو شمېرې له ۱۲۱ څخه پیل او پر ۱۵۹ پای ته رسیږي.

د پرازیوډیمیم اتوم

د پرازیوډیمیم د اتوم هسته له **۵۹** پروتونونو او **۸۲** نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې **۵۹** الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم **۶** انرژیکي سوېې لري. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې **۲**، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۲۱، په پېنځمه کې یې ۸، او په شپږمه انرژیکي سویه کې یې **۲** الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) **۱۴۱** دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د پرازیوډیمیم اتومي کتله **۱۴۰,۹۰۷۶۵** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول **$[Xe]\ 4f^{3}\ 6s^{2}$** سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې **۱۸۲** پ. م دی.



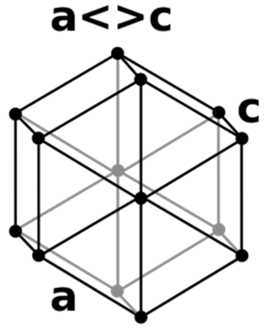
انځور: د پرازیوډیمیم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د پرازیوډیمیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۶,۷۷۳** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۹۳۵** ده. (د ک په شمېر **۱۲۰۸** ده).
- د ایشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۳۱۳۰** ده. (د ک په شمېر **۳۴۰۳** ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۱۱,۳** کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې **۳۳۱** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۷,۴۴** جوله\(کیلوین.موله) دی.
- مولي حجم یې **۲۰,۸** س. م.م \موله دی.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د پرازيوډيميم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډيز (هيګزاګونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې a=۳,٦٧٣ c=۱۱,۸٤ انګسترومه دي.



انځور: د پرازيوډيميم د بلوري جالۍ جوړښت هيګزاګونال سېستم لري

کيميايي خواص يې

- د پرازيوډيميم کووالينسي نيم قطر **۱۲۵** پ. م دی.
- د ايون نيمايي قطر يې (**۴e**+) ۹۰۱۰۱ . (**e ۳**+) **۳** پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې **۱,۱۳** پاولينګه دی.
- الکترودي ځواک يې **$Pr \leftarrow Pr^{3+}$ ۲,۳۵**- ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجې يې **۴** ، **۳** دي.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې **۵۲۷,۲** کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمېر (**۵,۴۲**) الکترون ولټه ده.

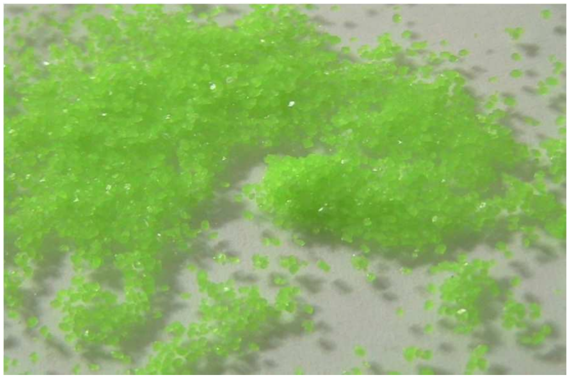
د پرازيوډيميم ځينې مرکبونه

۱ . د ډای پرازیوډیمیم ترای سولفاټ یو غیر عضوي مرکب دی، د پرازیوډیمیم فلز او سولفوریک اسیډ مالګه ده، کیمیایي فورمول یې $Pr_2(SO_4)_3$ دی، زرغونه بلورونه دي، په اوبو کې حلیږي او هایډراټونه جوړوي.

۲ . د پرازیوډیمیم ترای کلورایډ دوه ګونی غیرعضوي مرکب دی، د پرازیوډیمیم فلز او مالګې تېزابو مالګه ده، کیمیایي فورمول یې $PrCl_3$ دی، زرغون-شین رنګ لرونکي بلورنه دي چې په اوبو کې حلیږي او هایډراټونه جوړوي.

۳ . د پرازیوډیمیم (III) اکسایډ له اکسیجن سره د پرازیوډیمیم دوه ګونی غیرعضوي مرکب دی، کیمیای فورمول یې Pr_2O_3 دی، زېړ- زرغون رنګ لرونکي بلورونه دي، په سړو اوبو کې نه حلیږي، له سرو اوبو سره تعامل کوي.

۴ . د پرازیوډیمیم (III) سولفیډ دوه ګونی غیرعضوي مرکب دی، د پرازیوډیمیم او هایډروجن سولفیډ تېزابو مالګه ده، کیمیایي فورمول یې Pr_2S_3 دی، قهوې ته ورته رنګ لرونکی پوډر دی چې د ورستو (خوسا) شویو هګیو بوی لري. مالیکولي کتله یې ۳۷۸,۰۰ ګرام\موله ده.



انځور : د ډای پرازیوډیمیم ترای سولفاټ $Pr_2(SO_4)_3$ مرکب د پرازیوډیمیم او سولفوریک اسیډ مالګه ده، زرغونه بلورونه دي چې په اوبو کې حلیږي

۶۰. نیوډیمیم

نیوډیمیم د کیمیایي عنصرونو د دوره يي جدول د شپږمې دورې یو کمپېښه خاورین عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۶۰ او سېمبول یې **Nd** دی. نیوډیمیم د لانتانیډي ګروپ په عنصرونو پورې اړه لري. د دې عنصر نوم په انګلیسي ژبه کې (**Neodymium**) او په روسي ژبه کې (**Неоди́м**) دی. دا یو سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی، او د سرو زرو پړک لرونکی فلز دی. په هوا کې په اسانۍ اکسایډ کیږي. د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (**۷۴۴۰-۰۰-۸**) ده.

انځور: نیوډیمیم سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی، سرو زرو ته ورته پړک لرونکی فلز دی

تاریخچه او د نامه ریښه یې

نیوډیمیم پر **۱۸۸۵** ز کال اتریشي کیمیاپوه «کارل اوېر فون ویلسباخ» کشف کړ. ده د دوو کمپېښه خاورینو عنصرونو مخلوط «ډیډیمیم» په نیوډیمیم او پرازیوډیمیم سره ووېشه.

دا مخلوط په ډېرې ستونزې سره ووېشل شو، ځکه چې د ده د دوو عنصرونو کيميايي خواص يو بل ته ډېر نږدې ول او دا مخلوط په تېروتنې سره د خپلواک او نړه يو عنصر په توګه د « ډيډيميم» په نامه نومول شوی وو . پر ۱۹۲۵ ز کال دا شونتيا برابره شوه چې نيوډيميم په نړه ډول لاس ته راوړل شي.

د «نيوډيميم» ويی د دوو يوناني کلمو ترکيب دی او دا دوه کلمې د يوناني ژبې له (**neos**) يانې «نوی» او (**didymos**) يانې «غبرګونی» څخه اخيستل شوې دي.

په طبيعت کې د نيوډيميم شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې، د بېلابېلو مالوماتو له مخې، د نيوډيميم کچه په يو ټن کې له **۲۵** تر **۳۷** ګرامو ده. د سمندرونو او سمندرګيو د اوبو په يو ليټر کې يې کچه $^{-۶}$۱۰٬۲۰۱۰٫۹ ميلي ګرامه ده.

کانونه يې: د نيوډيميم کانونه په روسيه، امريکا متحدو ايالتونو، قزاقستان، اوکراين، استراليا، برازيل، هند، او سکانديناويايي هېوادو کې دي. خو د ده لوی توليدوونکی او صادروونکی هېواد چين دی. په نړۍ کې د کمپيبنه خاورينو عنصرونو د اومو توکيو ټوله زېرمه تخمينن ۱۰۰ ميليونو ټنو ته رسيږي چې له دې شمېر څخه يې **۵۲** ميليونه ټنه په چين کې ده. د کمپيبنه خاورينو عنصرونو د نړيوال حجم له ۹۲ څخه تر ۹۴ سلنه چين وړاندې کوي.

لاس ته راوړل يې

نيوډيميم د کمپيبنه خاورينو عنصرونو د وېش پرمهال له سپکو لانتانيډي عنصرونو سره يو ځای راټوليږي او له پرازيوډيميم سره يو ځای بېليږي؛ د پرازيوډيميم **Pr(III)** او نيوډيميم **Nd(III)** مخلوط د « ډيډيميم » په نامه ياديږي. فلزي نيوډيميم له بې اوبو

هالیډونو څخه له ویلي شویو هالیډونو څخه د الکترولیز پر مټ یا د میټالوترمي (metallothermy) عملیې پر مټ لاس ته راځي.

ایزوټوپونه یې

طبیعي نیوډیمیم له ۵ پایښت لرونکیو ^{۱۴۲}Nd ، ^{۱۴۳}Nd ، ^{۱۴۵}Nd ، ^{۱۴۶}Nd ، ^{۱۴۸}Nd ایزوټوپونو جوړ دی. (د ^{۱۴۲}Nd ایزوټوپ یې تر ټولو ډېر خپور شوی او طبیعي ډېرالی یې ۲۷,۲ سلنه دی) . همدا راز له دوو رادیواکتیفي ایزوټوپونو ^{۱۴۴}Nd او ^{۱۵۰}Nd څخه جوړ دی. دا عنصر په ټوله کې ۳۳ رادیواکتیفي ایزوټوپونه لري، چې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یې یو د ^{۱۴۴}Nd ایزوټوپ دی چې الفا- تجزیه لري او نیمایي عمر یې ۲. ۲۹ × $۱۰^{۱۵}$ کاله دی. بل یې د ^{۱۵۰}Nd ایزوټوپ دی چې دوه گوني بېتا-تجزیه لري او نیمایي عمر یې ۷ × $۱۰^{۱۸}$ کاله دی. د نورو ټولو رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر ۳ ورځو لنډ دی، د ډېری هغو نیمایي عمر یې تر ۷۰ ثانیو هم لنډ دی.

دا عنصر ۱۳ ایزومیري حالتونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی یو د ^{۱۳۹m}Nd ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۵,۵ ساعته دی. بل یې د ^{۱۳۵m}Nd ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۵,۵ دقیقې دی، او دریم یې د ^{۱۳۳m}Nd ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۷۰ ثانیې دی.

هغه رادیواکتیفي ایزوټوپونه چې د کتلو شمېرې یې تر نیوډیمیم-۱۴۲ ایزوټوپه مخکې دي، د تجزیې ډول یې الکتروني اشغال دی، او هغه ایزوټوپونه یې چې تر نوموړي ایزوټوپه وروسته دي د هغوي د تجزیې ډول بېتا- منفي-تجزیه دی . تر ۱۴۲ شمېرې ایزوټوپه مخکینیو ایزوټوپونو د تجزیې په پایله کې د ۵۹ شمېرې کیمیایي عنصر پرازیوډیمیم Pr ایزوټوپونه جوړېږي، او تر ۱۴۲ شمېرې ایزوټوپه وروسته رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې په پایله کې د ۶۱ شمېرې کیمیایي عنصر پرومیتیم Pm ایزوټوپونه

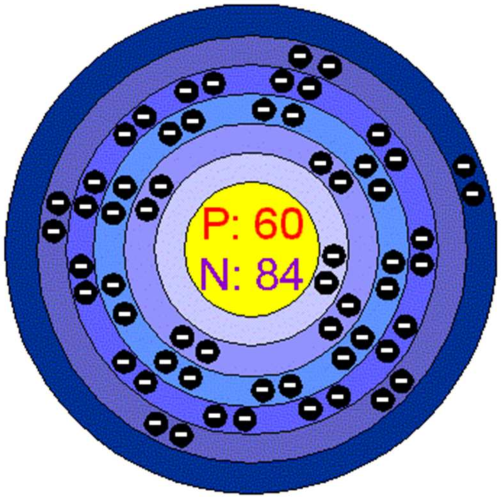
جوړيږي. د دې عنصر د پېژندل شويو ايزوټوپونو د کتلو شمېرې له ۱۲۴ څخه پيل او پر ۱۶۱ پای ته رسيږي.

د نيوډيميم اتوم

د نيوډيميم د اتوم هسته له ۶۰ پروتونونو او ۸۴ نيوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۶۰ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۶ انرژيکي سويې لري، په بله وينا د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره يې ۶ ده. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په دريېمه کې يې ۱۸، په څلورمه کې يې ۲۲، په پېنځمه کې يې ۸، او په شپږمه انرژيکي سويه کې يې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۴۴ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د نيوډيميم اتومي کتله ۱۴۴,۲۴۲ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Xe]\ 4f^{4}\ 6s^{2}$ سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۸۲ پ. م دی.



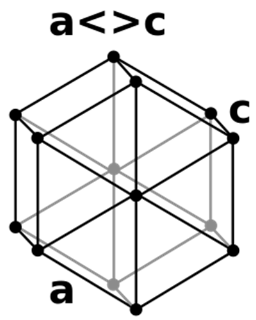
انځور: د نیوډیمیم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د نیوډیمیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۷,۰۰۷** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۱۰۲۴**ده. (د ک په شمېر **۱۲۹۷** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۳۰۷۴**ده. (د ک په شمېر **۳۳۴۷** ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۷,۱** کیلوجوله\موله دی.
- د براس تودوالی یې **۲۸۹** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۷,۴۲** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې **۲۰,۲** س. م. م\موله دی.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د نیوډیمیم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډیز (هیگزاګونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې a=۳,٦٥٨ c=۱۱,۸۰ انګسترومه دی.



انځور: د نیوډیمیم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډیز (هیگزاګونال) سېستم لري

کیمیايي خواص یې

- د نیوډیمیم کووالینسي نیم قطر ۱۸۴ پ. م دی.
- د ایون نیم قطر یې ۹۹,(۳e+) ۵ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۱,۱۴ پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک یې ۲,۳۲- Nd^{3+}←Nd او ۲,۲- Nd^{2+}←Nd ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجه یې ۳ ده.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې **۵۳۱,۵** کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (**۵,۵۱**) الکترون ولټه ده.

کارونه یې

نیوډیمیم د لانتانیډونو د گروپ عنصر، د ساماریم **Sm** ، سیریم **Ce**، لانتانیم **La** او نورو تر څنگ یو له ډېرو کارېدونکیو توکیو څخه دی. د نیوډیمیم د کارېدلو تر ټولو ډېر مهم ډگرونه دادي:

- له پولادو سره د یو ځای ویلي کولو، ټیټانیم **Ti** ته د ۱،۵ سلنې نیوډیمیم ورگډول د ټیټانیم کلکوالی ډېروي ځکه خو په دې برخه کې کارېږي.
- نیوډیمیم د پیاوړیو نیوډیمیمي-ایټریمي-کوبالټي مقناطیسونو په تولید کې کارېږي.

د نیوډیمیم اکسایډ **Nd_2O_3** د ډي الکتریک (**dielectric**) برېښنایي عایق (برېښنا نه تېروونکي) په توگه کارېږي چې د پراختیا ډېر لوړ ضریب لري، د نیوډیمیمي ښیښې په تولید کې کارېږي.

د نیوډیمیم فلوراید **NdF_3** د فیبري اوپټیک لپاره د لوړ کیفیت ښیښه یي ووبونو (**Glass fiber**) د لاس ته راوړلو لپاره کارېږي. د نیوډیمیم ټیلوراید **NdTe** د ترموالکتریکي گډوله فلزونو ترکیبي برخه او ډېر ښه ترموالکتریکي توکی دی، ترموالکتریکي گډوله فلزونو ته ډېر کلکوالی وربښي او الکتروفیزیکي ځانگړتیاوې ښې کوي.

نیوډیمیمي ښیښه: هغه ښیښه چې د نیوډیمیم اکسایډ **Nd_2O_3** وراضافه کیږي، څو نومونه لري. نیوډیمیمي ښیښه، نیوفاني ښیښه (**neophan**) یانې نوې ښکارنده، د موزیر ښیښه، الېکساندریتي ښیښه، همدا راز ډیډیمیمي (د ډیډیمیم) ښیښه. دا ښیښه په زړه پورې خواص لري:

- الېکساندریتي اغېز یا دوه رنګي، کولای شي چې د رڼا له ډول سره سم رنګ بدل کړي. د التهابي (سپېرينګي) ګروپ (**incandescent lamp**) او د لمر په رڼا کې له چوڼيا، ګلابي، او ان سره یاقوتي څخه ، د (**fluorescent lamp**) ګروپونو په رڼا کې تر شنه یا زرغون رنګ پورې.
- د تر چوڼیا پاس رنګ وړانګې (**Ultraviolet**) ښې جذبوي.

د اوپتيکي خواصو له برکته نيوډيميمي ښيښنه په بېلابېل ډول کارېږي:

- د زينتي لوښيو، قنديلونو، او نورو زينتي شيانو په جوړولو کې کارېږي.
- چوڼیا، خړې، او قهوه يي رنګه نيوډيميمي ښيښې د ځينو اضافي توکيو له ورګډولو سره تر ۲۰۰۰ ز کلونو پورې د موټر چلوونکيو او ورزشکارانو لپاره د لمر له وړانګو څخه د دفاعي سترګيو (عينکو) په عدسيو کې کارېدې. اوس هم له لمر څخه په دفاعي سترګيو کې کارېږي.
- چوڼیا او سره نيوډيميمي ښيښې د دويمې نړيوالې جګړې پر کلونو د الماني «لوفتوافې» پيلوټانو لپاره په سترګيو جوړولو کې کارېدې. دې سترګيو دوی ته دا شونتيا ورکوله چې د هسک په وړاندې الوتکې ښې ووينې، په ټوله کې يې د انسان ليد ښه کاوه.
- اوسمهال چوڼیا او خړې نيوډيميمي ښيښې د دفاعي سترګيو په عدسيو کې، همدا راز په نورو برخو کې کارېږي.

۶۱. پرومیتیم

پرومیتیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د شپږمې دورې او لانتانیدي گروپ یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۶۱ او سېمبول یې **Pm** دی. د دې عنصر نوم په انگریزي ژبه کې (**Promethium**) او په روسي ژبه کې (**Проме́тий**) دی. د دې عنصر د ثبت د سي اي اېس (**CAS**) شمېره (۲-۱۲- ۷۴۴۰) ده. په طبیعت کې نه موندل کیږي ځکه چې ټول ایزوټوپونه یې رادیواکتیفي دي.

تاریخچه یې

پرومیتیم د لنډ عمر لرونکي رادیواکتیفي عنصر په توگه په طبیعت کې په ډېره لږه او ورکېدونکې (له منځه تلونکې) کچې سره شتون لري. د ارزونو له مخې د ځمکې په پاسني کلک قشر کې یې کچه څو سوه گرامه ده، پر دې بنسټ نه شو کېدای چې د شننیز مېتود پر مټ کشف شي، له دې سره سره چې ډېرو څېړونکو یې په دې برخه کې ډېرې هلې ځلې کړې هم دي.

د پرومیتیم د کشف تاریخچه هغه ستونزې په ډاگه ښیي چې د څېړونکیو څو پښتونو د کمپېښنه خاورینو عنصرونو د څېړنې او کشف په برخه کې زغملې دي. پر **۱۹۰۷** ز کال د ایتربیم **Yb** او لوټیتیم **Lu** تر کشف وروسته داسې گڼل کېده چې د کمپېښنه خاورینو عنصرونو لړۍ په بشپړ ډول پای ته ورسېده. خو د کمپېښنه خاورینو عنصرونو ځینو نامتو څېړونکیو، له دې شمېر څخه چېکي کیمیاپوه «بوهوسلاو براونر» (**۱۸۵۵- ۱۹۳۵**) داسې گڼله چې د کمپېښنه خاورینو عنصرونو په لړۍ کې د نیوډیمیم **Nd** او ساماریم **Sm** تر منځ باید یو بل عنصر شتون ولري، ځکه چې د دغو دوو عنصرونو د اتومي کتلو ترمنځ توپیر په غیرطبیعي ډول ډېر لوی وو. وروسته تر هغه کله چې انگلیسي فیزیکپوه «هنري موزلي» (**۱۸۸۷-۱۹۱۵**) په دوره یي جدول کې له ځای سره د اتوم د هستې د چارج د اړیکي ځای

مالوم کړ، نو د کمپېښه خاورینو عنصرونو په گروپ کې د ۶۱ شمېرې عنصر نه شتون په ډاگه شو نو هغه وو چې پر ۱۹۲۰ ز کلونو کارنده لټون پیل شو.

پر ۱۹۲۴-۱۹۲۶ ز کلونو داسې څرگندونې وشوې چې ۶۱ شمېره عنصر «فلورینس» یانې (پرومیتیم) په ایټالیا کې په برازیلي مینرال مونازیټ $(Ce, La, Nd, Th) PO_4$ کې، او د امریکا متحدو ایالتونو د (**University of Illinois at Urbana-Champaign**) پوهنتون له خوا کشف شوی او د «ایلینیم» په نامه یې نومولی، خو وروسته دا دواړه څېړنې تېروتنې راووتې.

یوازې پر ۱۹۴۵ ز کال امریکایي کیمیاپوهانو «د. مارینسکي»، «ل. گلېندېنین»، او «چ. کوریېل» پرومیتیم د ایون تبادله کوونکیو زرېو (قطران) (**ion-exchange resin**) توکي پر مټ د یورانیمو د تجزیې له توکیو رابېل او نږه کړ.

د نامه ریښه یې

د پرومیتیم کلمه د لرغوني یونان د افسانوي او اسطوري اتل «پرومیتیوس» (**Prometheus**)، چې د خلکو دفاع کوونکی وو، د هسک، تالندې او برېښنا له خدای «زیوس» څخه یې د خلکو لپاره اور غلا کړی او خلکو ته یې ورکړی وو، له نامه څخه اخیستل شوې ده.

پر ۱۹۵۰ ز کال د تیوریکي او عملي کیمیا د نړیوالې ټولنې «ایوپاک» (**IUPAC**) د اتومي وزن په برخه کې کمیسیون دې عنصر ته ۶۱ شمېره ورکړه او د «پرومیتیم» نوم یې پر کېښود . نور ټول زاړه نومونه لکه «فلورینس»، «ایلینیم»، «سیکلونیم» یې لغوه اعلان شول.

لاس ته راوړل یې

فلزي پرومیتیم د میتالوترمیک (metallothermic) مېتود پر مټ له پرومیتیم فلورایډ PmF_3 څخه لاس ته راځي. د بېلابېلو رادیواکتیفي عنصرونو د ایزوتوپونو، چې په اټومي بټیو کې جوړېږي، له مخلوط څخه یې د ^{147}Pm ایزوتوپ بېلېږي.

کارونه یې

د دې عنصر د پرومیتیم-۱۴۷ ایزوتوپ (نیمایی عمر یې ۲,۶۴ کاله دی) د برېښنا د رادیو ایزوتوپي سرچینو د تولید لپاره کارېږي، هلته پکې د پرومیتیم اکسایډ Pm_2O_3 په ډول کارېږي، او له دې برکته چې د تجزیې پر مهال یې په وړانګو کې د ګاما-وړانګه نه وي، په پرتلیزه توګه بې خطره دی. په پرومیتیم اکسایډ کې ازادېدونکی ځواک (په سطحي ویلي شوي حالت کې یې کثافت په یو س. م. م کې ۶,۶ ګرامه دی) یې ۱,۱ واټ پر س . م.م ته نږدې کېږي.

ایزوټوپونه یې

لکه څنګه چې پرومیتیم یو مصنوعي کیمیایي عنصر دی نو پر دې بنسټ په طبیعت کې پایښت لرونکي ایزوتوپونه نه لري. لومړنی ایزوتوپ یې پر ۱۹۴۵ ز کال په مصنوعي ډول تر لاسه شو. تر اوسه یې ۳۸ رادیواکتیفي ایزوتوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۱۲۶ څخه پیل او پر ۱۶۳ پای ته رسېږي. د ایزوتوپونو له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{145}Pm ایزوتوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۷,۷ کاله دی. بل یې د ^{146}Pm ایزوتوپ دی چې نیمایي عمر یې ۵,۵۳ کاله دی. بل یې د ^{147}Pm ایزوتوپ دی چې نیمایي عمر یې ۲,۶۴ کاله دی. د نورو ټولو رادیواکتیفي ایزوتوپونو نیمایي عمر یې تر ۳۶۵ ورځو لنډ دی، د ډېری هغو نیمایي عمر یې تر ۳۰ ثانیو هم لنډ دی.

دا عنصر ۱۸ هسته یي ایزومیرونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه یې بیا تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{148m}Pm ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۴۱,۲۹ ورځې دی. بل یې د $^{152m2}Pm$ ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۱۳,۸ دقیقې دی، او بل یې د $^{152m1}Pm$ ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۷,۵۲ دقیقې دی.

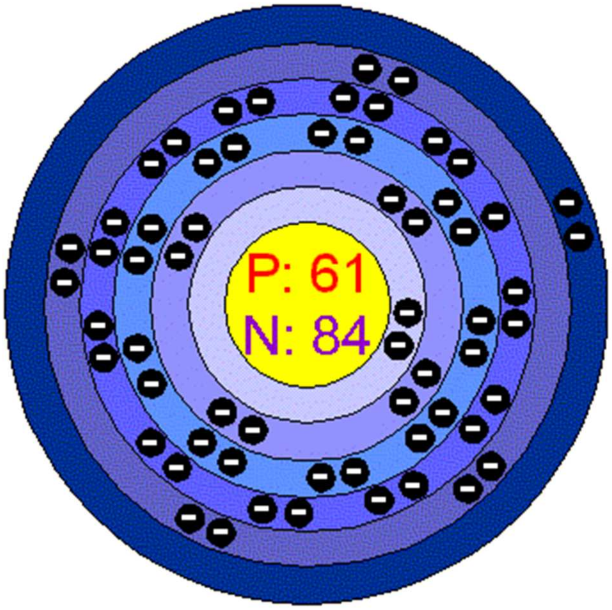
تر **۱۴۵** شمېرې ایزوټوپه، چې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی دی، د ایزوټوپونو د تجزیې ډول یې الکتروني اشغال دی، او تر **۱۴۵** شمېرې ایزوټوپه وروسته ایزوټوپونو د تجزیې ډول یې بېتا- منفي- تجزیه دی. تر **۱۴۵** شمېرې ایزوټوپه مخکې ایزوټوپونو د تجزیې په پایله کې د نیوډیمیم **Nd** ایزوټوپونه، او تر **۱۴۵** شمېرې ایزوټوپه وروسته ایزوټوپونو د تجزیې په پایله کې د ساماریم **Sm** ایزوټوپونه جوړېږي.

د پرومیتیم اتوم

د پرومیتیم د اتوم هسته له ۶۱ پروتونونو او ۸۴ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۶۱ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۶ انرژیکي سویې لري. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۲۳، په پېنځمه کې یې ۸، او په شپږمه انرژیکي سویه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) **۱۴۵** دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د پرومیتیم اتومي کتله **۱۴۴,۹۱۲۷** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[Xe]\ 4f^{5}\ 6s^{2}$ سره ښودل کېږي.
- د اتوم نیمايي قطر یې **۱۸۳** پ. م دی.



انځور: د پرومیتیم د اتوم جوړښت

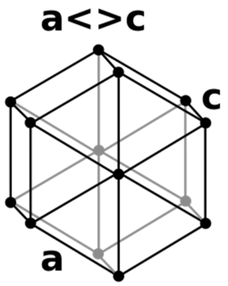
فیزیکي خواص یې

- د پرومیتیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۷,۲۲** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر ۱۰۴۲ ده. (د ک په شمېر **۱۳۱۵** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر ۳۰۰۰ ده. (د ک په شمېر **۳۲۷۳** ده) .
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۷,۱۳** کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې **۳۳۰,۵** کیلوجوله\موله دی.

- د تودوالي مولي ظرفيت يې ۲۷,۲ جوله\(کيلوين. موله) دی.
- مولي حجم يې ۱۹,۹۲ س. م.م \موله دی.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د پروميتيم د بلوري جالۍ جوړښت شپږ څنډيز (هيګزاګونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې a=۳,٦٥ c=۱۱,٦٥ انګسترومه دی.



انځور: د پروميتيم د بلوري جالۍ جوړښت شپږ څنډيز (هيګزاګونال) سېستم لري

کيميايي خواص يې

- د پروميتيم کووالينسي نيم قطر ۱۹۹ پ. م دی.
- د ايون نيمايي قطر يې (e ۳+) ۱۱۱ پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې ۱,۱ پاولينګه دی.
- الکترودي ځواک يې ۲,۲۹- $Pm \leftarrow Pm^{3+}$ ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجه يې ۳ ده.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې ۵۳۲,۰ کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمېر (۵,۵۲) الکترون ولټه ده.

۶۲. ساماريم

ساماريم د کيميايي عنصرونو د دوره يي جدول د شپږمې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې ۶۲ او سېمبول يې **Sm** دی. د دې عنصر نوم په انګرېزي ژبه کې (**Samarium**) او په روسي ژبه کې (**Сама́рий**) دی. ساماريم د لانتهانيډونو د ګروپ يو عنصر دی چې د ثبت د سي اې اېس (**AS**) شمېره يې (۹-۱۹-۷۴۴۰) ده. دا يو کمپېښه خاورين فلز دی چې سپينو زرو ته ورته رنګ لري.

انځور: ساماريم يو کمپېښه خاورين فلز دی چې سپينو زرو ته ورته رنګ لري

تاريخچه او د نامه ريښه کې

ساماريم لومړی ځل له سامارسکيټ مينرال (**$(Y,\text{?}e,U,Fe)_3(Nb,Ta,Ti)_5O_{16}$**) څخه بېل شوی دی. دا مينرال پر ۱۸۴۷ ز کال د روسي غرني انجينر ډګروال «واسيلي يفګرافوويچ

سامارسکي- بیخوویخ» (۱۸۰۳-۱۸۷۰) په ویاړ نومول شوی دی. د ده په نامه د نوموړي مینرال د نومولو وړاندیز الماني کیمیاپوه «هاینریش روسه» (۱۷۹۵-۱۸۶۴) کړی وو. روسي انجنیر «سامارسکي» الماني کیمیاپوه «روسه» ته د دغه مینرال ځینې بېلګې د څېړنې لپاره ورکړې وې. دا عنصر پر ۱۸۷۸ ز کال د پرانسي کیمیاپوه «لافونتین» او پر ۱۸۷۹ ز کال هم د بل پرانسي کیمیاپوه «پول ایمیل لیکوک دې بویس بودران» (۱۸۳۸-۱۹۱۲) له خوا په سامارسکیټ مینرال کې وموندل شو. پر ۱۸۸۰ ز کال هم د سویسي کیمیاپوه «جان چارلز ګالیسارډ دې ماریګناک» (۱۸۱۷-۱۸۹۴) له خوا د دې کشف پخلی وشو. نږه فلزي ساماریم لومړی ځل د ۲۰ ز پېړۍ په پیل کې بېل کړای شو.

په طبیعت کې د ساماریم شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د سارماریم کچه په یو ټن کې ۸ ګرامه ده. د سمندرونو د اوبو په یو لیټر کې یې کچه $^{-6}$۱۰·۱,۷ میلي ګرامه ده.

د پیدا کېدو سیمې یې: ساماریم د لانتانیډونو په ترکیب کې ګډون لري، چې ډېرې مهال په امریکا متحدو ایالتونو، قزاقستان، روسیه، اوکراین، استرالیا، برازیل، هند، او سکاندیناویایي هېوادو کې موندل کیږي.

لاس ته راوړل یې

فلزي ساماریم د تولید د جوړښت او د اقتصادي شاخصونو په پام کې نیولو سره د میټالوترمي او الکترولیتي مېتودونو پر مټ لاس ته راځي. د ساماریم نړیوال تولید څو سوه ټنه ارزول کیږي، لویه برخه یې د ایوني تبادلې (**Ion exchange**) مېتود پر مټ له مونازیټي شګې څخه لاس ته راځي.

ایزوټوپونه یې

طبیعي ساماریم له پینځو پایښت لرونکیو ایزوټوپونو جوړ دی او هغه یو د ^{۱۴۴}Sm ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې ۳٫۰۷ سلنه ده. دویم یې د ^{۱۴۹}Sm ایزوټوپ دی. درېیم یې د ^{۱۵۰}Sm ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې ۷٫۳۸ سلنه دی. څلوریم یې د ^{۱۵۲}Sm ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې ۲۶٫۷۵ سلنه دی، او پینځم یې د ^{۱۵۴}Sm ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې ۲۲٫۷۵ سلنه دی. همدا راز دوه د ډېر اوږده عمر لرونکي رادیواکتیفي ایزوټوپونه هم په طبیعت کې لري چې هغه یو د ^{۱۴۷}Sm ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې ۱۴٫۹۹ سلنه، او نیمایي عمر یې ۱۰۶ میلیارده کاله دی. دویم یې د ^{۱۴۸}Sm ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې۱۱٫۲۴ سلنه، او نیمایي عمر یې $۷۰۱۰^{۱۵}$ کاله دی.

د دې عنصر مصنوعي جوړ شوي ایزوټوپونه هم شتون لري چې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یې یو د ساماریم-۱۴۶ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۰۳ میلیونه کاله دی. بل یې د ساماریم-۱۵۱ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۸ , ۸۸ کاله دی. بل د څه ناڅه اوږده عمر لرونکی یې د ساماریم-۱۴۵ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۳۴۰ ورځې دی. د نورو ټولو ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر دوو ورځو لنډ دی، د ډېری هغو نیمایي عمر یې تر ۴۸ ثانیو هم لنډ دی. دا عنصر ۱۲ هسته یي ایزومیرونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه یې بیا تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{۱۴۱m}Sm ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۲۲٫۶ دقیقې دی. بل یې د $^{۱۴۳m۱}Sm$ ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۲۲ ثانیې دی او درېیم یې د ^{۱۳۹}Sm ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۱۰٫۷ ثانیې دی.

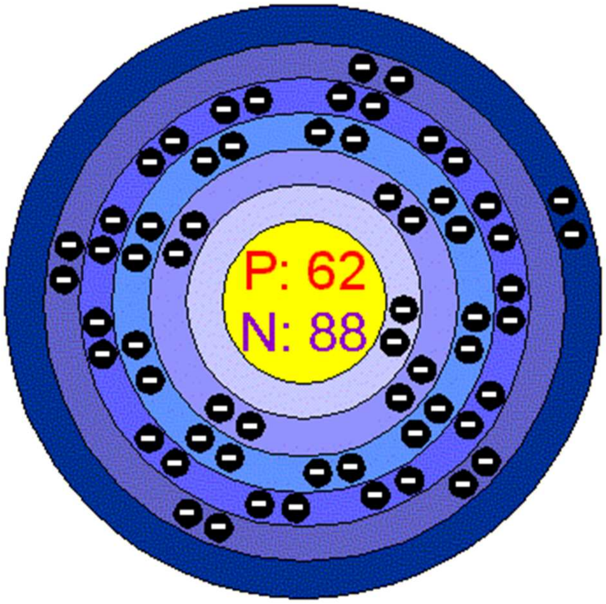
د ساماریم اتوم

د ساماریم د اتوم هسته له ۶۲ پروټونونو او ۸۸ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۶۲ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د

اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۶ ده. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په درېيمه کې يې ۱۸، په څلورمه کې يې ۲۴، په پېنځمه کې يې ۸، او په شپږمه انرژيکي سويه کې يې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۵۰ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د ساماريم اتومي کتله ۱۵۰,۳۶ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Xe]\ 4f^6\ 6s^2$ سره ښودل کېږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۸۱ پ. م دی.



انځور: د ساماريم د اتوم جوړښت

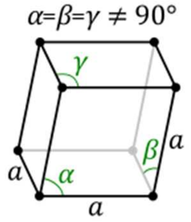
فیزیکي خواص يې

- د ساماريم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې **۷,۵۲۰** گرامه دی.
- د ويلی کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۱۰۷۲ ده. (د ک په شمېر **۱۳۴۵** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۱۹۰۰ ده. (د ک په شمېر **۲۱۷۳** ده) .
- د ويلي کېدو تودوالی يې **۸,۹** کيلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی يې **۱۲۵** کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې **۲۹,۵** جوله\(کيلوين.موله) دی.
- مولي حجم يې **۱۹,۹** س. م. م\موله دی.

فلزي ساماريم د ظاهري بڼې له مخې سړي ته سرپ ورپه يادوي، خو د ميخانيکي خواصو له پلوه جست.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د ساماريم د بلوري جالۍ جوړښت معيني (رومبوهيډرال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې **a_H=۳,۶۲۱ c_H=۲۶,۲۵** انگسترومه دی.
- د ډيبای د تودوخې درجه يې **۱۲۲** کيلوينه ده.



انځور: د ساماريم د بلوري جالۍ جوړښت معيني (رومبوهيډرال) سېستم لري

کيميايي خواص يې

- د ساماريم کووالينسي نيم قطر ۱۲۲ پ. م دی.
- د ايون نيم قطر يې (e ۳+) ۹۲,۴ پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې ۱,۱۷ پاولينګه دی.
- الکترودي څواک يې ۲,۳۰− $Sm \leftarrow Sm^{3+}$ ، ۲,٦۷− $Sm \leftarrow Sm^{2+}$ ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجې يې ۳ ، ۲ دي.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې ۵۴۰,۱ کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمر (۵,٦۰) الکترون ولټه ده.

ساماريم يو ډېر فعال فلز دی. په هوا کې ورور ورو اکسايډ جوړوي، لومړی د درې ظرفيتي اکسايډ يانې ساماريم (III) اکسايډ Sm_2O_3 په نري توربخون قشر پوښل کيږي، تر دې وروسته په نري زېړ پوډر باندې بدليږي.

ساماريم کولای شي چې له نايټروجن N_2 سره تعامل وکړي او نايټرايډ جوړ کړي. له کاربون C سره د تعامل په پايله کې کاربيډونه جوړوي. له کالکوجيني عنصرونو سره د تعامل په پايله کې مونو او دوه - درې ظرفيتي سولفيډونه، سيلينيډونه، ټيلورايډونه جوړوي. له هايډروجن H_2 سره د تعامل په پايله کې هايډريډونه جوړوي. له سيليکون **Si** سره په تعامل کولو کې سيليسايډونه جوړوي. له بورون **B** سره په تعامل کولو کې بورايډونه جوړوي. له فاسفورس **P** سره په تعامل کولو کې فاسفيډونه جوړوي. له ارسينيک **As** سره په تعامل کولو کې ارسينيډونه جوړوي. له انټيموني **Sb** سره په تعامل کولو کې انټيمونيډونه جوړوي. له بيسموټ **Bi** سره په تعامل کولو کې بيسموټيډونه، او له ټولو هالوجيني عنصرونو سره په تعامل کولو کې درې ظرفيتي مرکبونه، يانې فلورايډونه، کلورايډونه، برومايډونه او ايوډايډونه جوړوي.

ساماریم په تېزابونو کې حلیږي. د ساري په توګه له سولفوریک اسید H_2SO_4 سره په تعامل کولو کې د ساماریم **(III)** سولفاټ $Sm_2(SO_4)_3$ د نري زېړ رنګ لرونکي بلورونه جوړوي؛ له مالګې تېزابو **HCl** سره د ساماریم په تعامل کې کېدای شي چې د ساماریم **(III)** کلوراید $SmCl_3$ د نري زېړ رنګ لرونکي بلورونه جوړ شي، او په ټاکلیو شرایطو کې کېدای شي چې د ساماریم **(II)** کلوراید $SmCl_2$ جوړ شي.

کارونه یې

ساماریم له کوبالټو سره په ګډوله فلز کې د ډېرو پیاوړیو دایمي وسپنکښو (مقناطیسونو) په جوړولو کې کاریږي. که څه هم په دې وروستیو کې د نیوډیمیم پر بنسټ د جوړېدونکیو وسپنکښو جوړېدنې او دودېدنې لامله د ساماریمي-کوبالټي وسپنکښو کار او تولید کم شوی، خو بیا هم د ساماریم د ګډوله فلز شونتیاوې له منځه نه دي تللې.

په ترموالکتریکي توکیو کې: ساماریم په ترموالکتریکي توکیو کې هم کاریږي. د ساماریم مونوسولفید **SmS** یو له ډېرو ښو فشار مېچوونکیو (**strain gauge**) توکیو څخه دی. دی د فشارمېچوونکیو حسګرو د تولید لپاره کاریږي. د ساري په توګه په دستګاه کې د میخانیکي فشار د مېچولو (اندازه کولو) لپاره.

په اټومي انرجۍ کې: ساماریم په اټومي انرجۍ کې د اټومي بټیو د اداره کولو لپاره کاریږي، ځکه چې د تودخیزو (سون) نیوترونونو مقطع د طبیعي ساماریم لپاره تر ۲۸۰۰ بارن (**barn**) لوړیږي. دا عنصر د نورو عنصرونو، لکه بورون **B** او کاډمیم **Cd**، چې د نیوترونونو مقطع یې لوړه ده، څخه په توپیر کې په بټۍ کې نه سوځي، ځکه چې د نیوترونونو په شدت سره وړانګیزېدلو (وړانګه اخیستلو) پر مهال د ساماریم تابع (**subsidiaries**) ایزوټوپونه جوړیږي، چې دوی هم د نیوترونونو ډېره لوړه مقطع لري.

د ښیښې په تولید کې: د ساماریم اکسایډ د ځانګړیو (**luminescent**) ښیښو او د ترسره لاندې رنګ لرونکیو (**Infrared**) وړانګو جذبوونکیو ښیښو په جوړولو کې کارېږي. دا عنصر په نورو ډېرو برخو کې کارېږي.

۶۳. یوروپیم

یوروپیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د شپږمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۶۳ او سېمبول یې **Eu** دی. د دې عنصر نوم په انګریزي ژبه کې (**Europium**) او په روسي ژبه کې (**Евро́пий**) دی. دا یو سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی نرم فلز دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (۱-۵۳-۷۴۴۰) ده.

انځور: یوروپیم سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی نرم فلز دی

تاریخچه یې

د دې عنصر لومړنۍ لیدنه انګلیسي کیمیاپوه او فیزیکپوه «ویلیام کروکس» (۱۸۳۲-۱۹۱۹) پر ۱۸۸۲ ز کال او بیا پرانسي کیمیاپوه «پول ایمیل لیکوک دې بویس بودران» (۱۸۳۸-۱۹۱۲) پر ۱۸۹۲ ز کال کړې وه. پرانسي کیمیاپوه «اېژېن اناتول دېمارسې» (۱۸۵۲-۱۹۰۳) په ساماریمي خاوره کې د دې عنصر نرۍ کرښه ولیده، هغه یې بیان کړه او د اروپا د لویې وچې په ویاړ یې د «یوروپیم» نوم پر کېښود.

د پیدا کېدو سیمې یې

یوروپیم د لانتانیډي عنصرونو په ترکیب کې ګډون لري، چې ډېری مهال په امریکا متحدو ایالتونو، قزاقستان، روسیه، استرالیا، برازیل، هند، سکاندیناویایي هېوادو او اوکراین کې موندل کیږي.

لاس ته راوړل یې

فلزي یوروپیم په سرپټې اوسربنده خلا کې د لانتانیم **La** یا کاربون **C** په مرسته له یوروپیم اکسایډ Eu_2O_3 څخه، همدا راز د یوروپیم **(III)** کلورایډ $EuCl_3$ پر مټ لاس ته راځي.

ایزوټوپونه یې

طبیعي یوروپیم له دوو پایښت لرونکیو ایزوټوپونو جوړ دی او هغه یو د ^{151}Eu او بل د ^{153}Eu ایزوټوپ دی. د یوروپیم-**۱۵۳** ایزوټوپ یې تر ټولو ډېر خپور شوی او ډېروالی یې **۵۲,۲** سلنه دی. په داسې حال کې چې د یوروپیم-**۱۵۳** ایزوټوپ یې پایښت لرونکی دی، خو د یوروپیم-**۱۵۱** ایزوټوپ یې په دې وروستیو کې د څېړنې په پایله کې مالوم شوی چې پایښت لرونکی نه دی او الفا-تجزیه لري، نیمایي عمر یې $۴ . ۲۲ \times ۱۰^{۱۸}$ کاله دی. سربېره پر

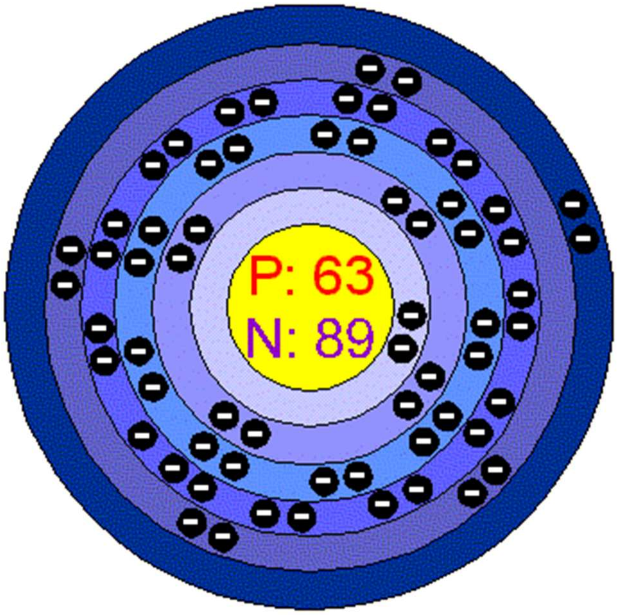
دې یوروپیم نور ۳۲ رادیو اکتیفي ایزوټوپونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د یوروپیم-۱۵۰ ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۳۶,۹ کاله دی. بل یې د یوروپیم-۱۵۲ ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۱۳,۵۱۶ کاله دی، او بل یې د یوروپیم-۱۵۴ ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۸,۵۹۳ کاله دی . د نورو ټولو رادیو اکتیفي ایزوټوپونو نیمايي عمر یې تر ۴,۷۶۱۲ کالو لنډ دی، د ډېری هغو نیمايي عمر یې تر ۱۲,۲ ثانیو هم لنډ دی. دا عنصر ۱۷ هسته یي ایزومیرونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه یې د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{150m}Eu ایزومیر دی چې نیمايي عمر یې ۱۲,۸ ساعته دی. بل یې د $^{152m1}Eu$ ایزومیر دی چې نیمايي عمر یې ۹,۳۱۱۶ ساعته دی، او بل یې هم د $^{152m2}Eu$ ایزومیر دی چې نیمايي عمر یې ۹۶ دقیقې دی.

د یوروپیم اتوم

د یوروپیم د اتوم هسته له ۶۳ پروتونونو او ۸۹ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۶۳ الکترونونه شتون لری چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۶ ده، په بله وینا د دې عنصر اتوم ۶ انرژیکي سویې لري. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۲۵، په پېنځمه کې یې ۸، او په شپږمه انرژیکي سویه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۵۲ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د یوروپیم اتومي کتله ۱۵۱,۹۶۴ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[Xe]\ 4f^7\ 6s^2$ سره ښودل کېږي.
- د اتوم نیمايي قطر یې ۱۹۹ پ. م دی.



انځور: د یوروپیم د اتوم جوړښت

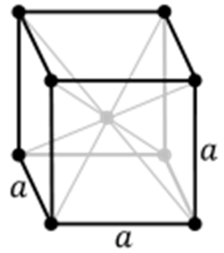
فیزیکي خواص یې

- د یوروپیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۵,۲۴۳** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۸۲۲** ده. (د ک په شمېر **۱۰۹۹** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۱۵۲۹** ده. (د ک په شمېر **۱۸۰۲** ده) .
- د بړاس تودوالی یې **۱۷۶** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۷,۶۵۲** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې **۲۸,۹** س. م. م\موله دی.

یوروپیم چې نږه وي نو یو نرم، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی، په غیر فعال اتموسفیر کې د میخانیکي بدلون تر فشار لاندې په اسانۍ راتلای شي. د تودوخې په ۱٫۸ کیلوین درجو کې او د فشار په ۸۰ ګیګاپاسکال (GPa) درجو کې د بریښنا تېرولو ډېره وړتیا خپلوي.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د یوروپیم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي منځډک سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې ۴٫۵۸۱ انګسترومه دی.



انځور: د یوروپیم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي منځډک سېستم لري

کیمیایي خواص یې

- د یوروپیم کووالینسي نیم قطر **۱۸۵** پ. م دی.
- د ایون نیم قطر یې (**۳e+**) **۹۵** (**۲e+**) **۱۰۹** پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۱٫۲ پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک یې ۱٫۹۹- $Eu \leftarrow Eu^{3+}$ ، ۲٫۸۰- $Eu \leftarrow Eu^{2+}$ ولتېه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۳ ، ۲ دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې **۵۴۲٫۹** کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (**۵٫۶۷**) الکترون ولتېه ده.

یوروپیم په هوا کې ډېر زر اکسایډ کیږي، د فلز له پاسه تل اکسایډي قشر شتون لري. په امپولونو یا مرتبانونو کې د اوبلن پارافین یا د خاورو تېلو تر قشر لاندې ساتل کیږي. ډېر فعال دی، کولای شي چې د مالگو له محلولونو څخه نږدې ټول فلزونه لري کړي. په مرکبونو کې لکه د ډېرې کمپښنه خاورینو عنصرونو په څېر د اکسایډ جوړولو ۳+ درجه ښیي. په ټاکلیو شرایطو کې کېدای شي چې د اکسایډ جوړولو ۲+ درجه تر لاسه شي. همدا راز د ریډوکشن او اکسیډېشن (**reduction and oxidation**) د شرایطو په بدلون سره کېدای شي چې د اکسایډ جوړولو ۲+ او ۳+ درجې تر لاسه شي چې د یوروپیم **(II,III)** اکسایډ Eu_3O_4 له کیمیایي فورمول سره برابرښت لري.

د یوروپیم ځینې مرکبونه

۱. د یوروپیم **(II)** سولفیډ یو دوه گونی غیرعضوي مرکب دی، چې یوروپیم او سولفور **S** پخپل منځ کې جوړ کړی، تور بلورونه او تور پوډر دی. کیمیایي فورمول یې دا **EuS** دی.

۲. د یوروپیم ترای کلورایډ دوه گونی غیرعضوي مرکب دی چې د یوروپیم فلز مالگې او مالگې تېزابو جوړ کړی، کیمیایي فورمول یې دا $EuCl_3$ دی. دا د نري زېړ رنگ لرونکي بلورونه دي، په اوبو کې ښه حلیږي، او هایډراټونه جوړوي.

۳. د یوروپیم **(III)** اکسایډ د یوروپیم او اکسیجن کیمیایي مرکب دی، کیمیایي فورمول یې دا Eu_2O_3 دی. دا مرکب سپین پوډر دی چې لږ لږ گلابي پړک لري.

کارونه یې

په اټومي انرجۍ کې: یوروپیم د اټومي انرجۍ په اټومي بټیو کې د نیوترونونو د جذبوونکي په توگه کاریږي. په ټوله کې د یوروپیم اکسایډ، یوروپیم هیگزابورایډ، او یوروپیم بوراټ. خو اکسایډ یې ورو ورو سوځي او د کارونې موده یې له بورون کاریبډ

B_4C ($B_{12}C_3$) څخه یونیم **۱,۵** گرایه کمه ده. د یوروپیم د تودوخیزو نیوترونونو د اشغال مقطع کې (د ایزوټوپونو د طبیعي مخلوط پر مټ) **۴۵۰۰** بارنه ده. د نیوترونونو د اشغال د مقطع په برخه کې یې تر ټولو ډېر فعال ایزوټوپ یوروپیم-**۱۵۱** دی (د اشغال مقطع یې **۹۲۰۰** بارنه ده).

په اټومي-هایډروجني انرجۍ کې: د یوروپیم اکسایډ په اټومي-هایډروجني انرجۍ کې د اوبو په الکتروکیمیایي تجزیه کې برخه لري. (یوروپیم-سترونتیم-ایوډیدي لړۍ).

په لایزري توکیو کې: د یوروپیم ایونونه د لیدلو وړ سپیکټروم (**spectrum**) کې د لایزري وړانګو د تولید لپاره، چې د څپې اوږدوالی یې **۰,۶۱** میکرومتره وي، کاریږي. (نارنجي وړانګې)، څکه خو د یوروپیم اکسایډ د جامد توکي لرونکیو (**solid-state laser**) او لږ خپرو شویو مایع توکیو لرونکیو لایزرونو (**liquid lasers**) د جوړولو لپاره کاریږي.

په لومینوفور (**luminophor**) کې: یوروپیم د لومینوفورونو یوه حتمي ترکیبي برخه ده، لومینوفورونه په الکترونیکي-وړانګیزو او پلازمایي رنګه سکرینونو کې کاریږي. د یوروپیم تنګستاټ چې یو ډول لومینوفور دی، په میکروالکترونیک کې کاریږي. له سترونتیم بوراټ سره ګډ شوی یوروپیم د توري رڼا په ګروپونو کې د لومینوفور په توګه کاریږي.

په طب کې: د یوروپیم کتیونونه له پخوا څخه په طبي کتنو او تشخیص کې کاریږي. د یوروپیم رادیواکتیفي ایزوټوپونه د سرطان ناروغۍ د ځینو بڼو په درملنه کې کاریږي.

۶۴. گاډولینیم

گاډولینیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د شپږمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۶۴ او سېمبول یې **Gd** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Gadolinium**)، په انګلیسي کې (**Gadolinium**) او په روسي ژبه کې (**Гадоли́ний**) دی. ګاډولینیم یو نرم، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (**۷۴۴۰-۵۴-۲**) ده.

انځور: ګاډولینیم یو نرم، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی

تاریخچه یې

ګاډولینیم سویسي کیمیاپوه «جان چارلز ګالیسارډ دې ماریګناک» (۱۸۱۷-۱۸۹۴) پر ۱۸۸۰ ز کال کشف کړی دی . ده په سپیکتروسکوپي مېتود سره دا ثبوت کړه چې د کمپېښه خاورینو عنصرونو په مخلوط کې د دې نوي عنصر برخه شتون لري. ګاډولینیم د فنلېنډي کیمیاپوه «یوهان ګاډولین» (۱۷۶۰-۱۸۵۲) په ویاړ نومول شوی دی.

په طبیعت کې د ګاډولینیم شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د ګاډولینیم کلارک (د ټېلور په شمېر) په یو ټن کې ۸ ګرامه دی. د سمندري او سمندرګیو اوبو په یو لیټر کې یې کچه ۲,۴۰۱۰^-۶^ میلي ګرامه ده .

د پیدا کېدو سیمې یې: ګاډولینیم د لانتانیډي عنصرونو په ترکیب کې ګډون لري او ډېری مهال په امریکا متحدو ایالتونو، قزاقستان، روسیه، اوکراین، استرالیا، برازیل، هند، او سکاندیناویایي هېوادو کې موندل کېږي.

لاس ته راوړل یې

ګاډولینیم د کلسیم پر مټ د ګاډولینیم فلوراید GdF_3 یا ګاډولینیم کلوراید $GdCl_3$ له چېلو څخه لاس ته راځي. د ګاډولینیم مرکبونه د کمپېښه خاورینو فلزونو د اکسایډونو د برخې برخې کولو (وېشلو) پر مټ لاس ته راځي.

ایزوټوپونه یې

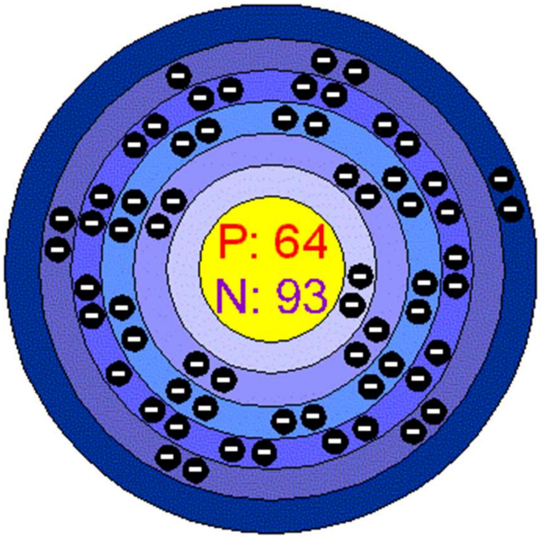
طبیعي ګاډولینیم له ۶ پایښت لرونکیو ایزوټوپونو ^{154}Gd ، ^{155}Gd ، ^{156}Gd ، ^{157}Gd ، ^{158}Gd ، ^{160}Gd او یوه رادیواکتیفي ایزوټوپه ^{152}Gd جوړ دی. له دوی څخه یې د ^{158}Gd ایزوټوپ په طبیعت کې ۲۴,۸۴ سلنه ډېروالی لري چې تر ټولو ایزوټوپو ډېرترین ایزوټوپ ګڼل کیږي. د دې عنصر له ۳۰ رادیواکتیفي ایزوټوپونوڅخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو ^{152}Gd ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱.۰۸ × ۱۰^{14} کاله دی. بل یې د ^{150}Gd ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱.۷۹ × ۱۰^{6} کاله دی. د نورو ټولو رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر ۷۴,۷ کاله لنډ دی؛ د ډېری هغو نیمایي عمر یې ان تر ۲۴,۲ ثانیو هم لنډ دی. د ګاډولینیم ایزوټوپونه ۴ هسته یي ایزمیري حالتونه (هسته یي ایزومیرونه) لري چې د دوی له شمېر څخه یې بیا تر ټولو د ډېر اوږده عمر یو د ^{143m}Gd ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۱۱۰ ثانیې دی. بل یې ^{145m}Gd ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۸۵ ثانیې دی، او بل یې هم د ^{141m}Gd ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۲۴,۵ ثانیې دی.

د ګاډولینیم اتوم

د ګاډولینیم د اتوم هسته له ۶۴ پروتونونو او ۹۳ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۶۴ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۶ ده، په بله وینا د ګاډولینیم اتوم ۶ انرژیکي سویې لري. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۲۵، په پینځمه کې یې ۹، او په شپږمه انرژیکي سویه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۵۷ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د ګاډولينيم اتومي کتله ۱۵۷,۲۵ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Xe]\ 4f^{7}\ 5d^{1}\ 6s^{2}$ سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۷۹ پ. م دی.



انځور: د ګاډولينيم د اتوم جوړښت

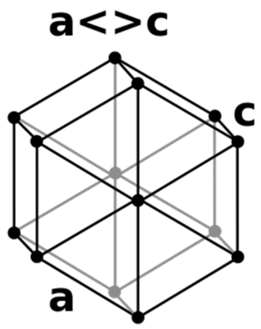
فيزيکي خواص يې

- د ګاډولينيم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې ۷,۹۰۰ ګرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. ګ په شمېر ۱۳۱۲ ده. (د ک په شمېر ۱۵۸۵ ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. ګ په شمېر ۳۰۰۰ ده. (د ک په شمېر ۳۲۷۳ ده) .
- د ويلي کېدو تودوالی يې ۱۰,۰ کيلوجوله\موله دی.
- د براس تودوالی يې ۳۹۸ کيلوجوله\موله دی.

- د تودوالي مولي ظرفيت يې ۳۷,۱ جوله\(کيلوين. موله) دی.
- مولي حجم يې ۱۹,۹ س. م. م \موله دی.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د ګاډولينيم د بلوري جالۍ جوړښت شپږخنډيز (هيګزاګونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې a=۳,٦۳٦ c=٥,۷۸۳ انګسترومه دی.



انځور: د ګاډولينيم د بلوري جالۍ جوړښت شپږخنډيز (هيګزاګونال) سېستم لري

کيميايي خواص يې

- د ګاډولينيم کووالينسي نيم قطر ۱۲۱ پ. م دی.
- د ايون نيم قطر يې (e^{3+}) ۹۳,۸ پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې ۱,۲۰ پاولينګه دی.
- الکترودي ځواک يې ۲,۲۸- Gd^{3+}→Gd ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجه يې ۳ ده.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې ۵۹۴,۲ کيلوجوله\موله ده. په بل شمېر (۲,۱۲) الکترون ولټه ده.

د گاډولينيم ځينې مرکبونه

۱ . د گاډولينيم ترای کلورايډ يو غيرعضوي مرکب دی، د گاډولينيم له مالگې او مالگې تېزابو څخه جوړ دی، کيميايي فورمول يې $GdCl_3$ دی، بې رنگه بلورونه دي، په اوبو کې حليږي او هايډراټ جوړوي.

۲ . د گاډولينيم نايټرات يو غيرعضوي مرکب دی، د گاډولينيم له مالگې او نايټريک اسيډه جوړ دی، کيميايي فورمول يې $Gd(NO_3)_3$ دی، په اوبو کې حليږي، هايډراټونه جوړوي.

۳ . د گاډولينيم ترای اکسايډ، له اکسيجن سره د گاډولينيم دوه گونی غيرعضوي مرکب دی، کيميايي فورمول يې Gd_2O_3 دی، پوډر ته ورته سپين بلورونه دي، په اوبو کې نه حليږي.

کارونه يې

د گاډولينيم په اړه لکه د اوسنۍ ټکنالوجۍ د يو توکي په توگه کېدای شي اوږد بيان وشي، ځکه چې دا عنصر تل د کارونې نوي او نوي ډگرونه پرانيزي. دا نه يوازې د ده د اټومي-فيزيکي خواصو د ځانگړتياوو له کبله، بلکې د ټکنالوجيکي توليدي وړتيا لامله هم. د گاډولينيم د کارونې لوی ډگرونه الکترونيک او اټومي انرژي ده.

د مالوماتو خوندي کولو د مقناطيسي وسيلې په توگه: د گاډولينيم يو لړ گډوله فلزونه، په تېره بيا له کوبالټو او وسپنې سره گډوله فلزونه يې دا شونتيا ورکوي چې په ډېر لږ ځای کې د ډېر ستر کثافت مالومات ثبت کړي. دا له دې کبله چې په دغو گډوله فلزونو کې د مقناطيسي حافظې لرونکي (Bubble memory) ځانگړي جوړښتونه جوړيږي، چې د استوانه يي مقناطيسي ډومايِن (magnetic domain) په نامه ياديږي. د ډومايِنونو د

مالوماتو د منلو کچه تر یو ۱ میکرومتر کمه ده او د اوسنۍ کمپیوټري ټکنالوجۍ لپاره د داسې حافظې لرونکیو وسیلو د جوړولو شونتیا برابروي چې له ۱ څخه تر ۹ میلیارده بایټه (Bit) د ثبت کثافت ولري، چې د مالوماتو خوندي کوونکې وسیلې پر یو سانتي متر متربع ډګر باندې له ۱ ګیګابایټ (gigabyte، GB) سره مساوي دی.

په اټومي انرجۍ کې: ګاډولینیم په اټومي انرژۍ کې له تودوخیزو یا سون نیوترونونو څخه د ساتنې په چاره کې کاریږي. ځکه چې دا عنصر له ټولو پاینټ لرونکیو عنصرونو څخه د نیوترونونو د اشغال تر ټولو ډېره لوړه وړتیا لري. د ده د اشغال مقطع ۴۹۰۰۰ بارنه ده. د دې عنصر د ټولو ایزوټوپونو له شمېر څخه یې د ګاډولینیم-۱۵۷ ایزوټوپ د نیوترونونو د اشغال تر ټولو ډېره لوړه وړتیا لري چې د اشغال مقطع یې ۲۵۴۰۰۰ بارنه ده.

له دې پلوه ګاډولینیم د اټومي بټۍ د اداره کولو او له نیوترونونو څخه په دفاع کولو کې ډېر په زړه پورې دی. د ګاډولینیم د اکسایډ پر بنسټ د مینا ګچ، سیرامیک، او په اټومي تخنیک کې کارېدونکي رنګونه جوړیږي. د اټومي بټۍ د عیارولو لپاره هم له ګاډولینیم بوراټ $BGdO_3$ څخه کار اخیستل کیږي.

د الکتروني توپونو د کتودونو په تولید کې: ګاډولینیم هیګزابورایډ GdB_6 د پیاوړیو الکتروني توپونو او د روینټګېني (roentgen) دستګاوو د جوړولو لپاره کاریږي.

په هایډروجني بېټریو کې: د ګاډولینیم او وسپنې ګډوله فلز د هایډروجن د ډېرې حجمي بېټرۍ په توګه کاریږي، او کېدای شي چې د هایډروجني موټرونو لپاره وکاریږي.

په طب کې: د ګاډولینیم-۱۵۳ ایزوټوپ په طب کې د هډوکیو د (Osteoporosis) ناروغۍ د تشخیص لپاره د وړانګو د سرچینې په توګه کاریږي. ګاډولینیم کلورایډ $GdCl_3$ د ینې د درملنې پر مهال د کوپفیر ژوندینکو (Kupffer cells) د بلاک کولو لپاره کاریږي.

د ګاډوډيامېډ (Gadodiamide) په درمل کې ګاډولينيم برخه لري. دا درمل په طب کې يو ډول محلول دی چې د ګاډولينيم په اوبو کې حلېدونکې مالګې لري، په رګ کې پېچکاري کيږي او په بدن کې د خطرناکو پړسوبونو په ځايونو کې زېرمه کيږي. له دې لامله چې کمپېښنه خاورين عنصرونه قيمته دي او نوموړی درمل هم په پرتليزه توګه قيمته تماميږي نو پر ۲۰۱۰ زکال په روسيه کې د دغه درمل د يو ډوز بيه له ۵۰۰۰ تر ۱۰۰۰۰ زرو روبلو وه.

د راديواکتيفي پوسو ساتنه: د ګاډولينيم او نيکلو له ګډوله فلز څخه ځانګړي کانتينرونه جوړيږي او په دغو کانتينرونو کې راديواکتيفي پوسې (تفالې) د دې لپاره ساتل کيږي، چې بهر هوا ته را ونه وزي او چاپيريال ککړ نه کړي.

په تودوخيزو برېښناييزو توکيو کې: د ګاډولينيم ټيلورايډ Gd_2Te_3 د نيوترونونو په پياوړي بهير کې د ډېر ښه تودوخيز برېښناييز (ترموالکتريکي) توکي په توګه کار کولای شي؛ ترموالکتريکي حرکت کوونکی ځواک يې MKB/K ۲۵۰—۲۲۰ .

ګاډولينيم سيلينيډ Gd_2Se_3 ډېر ښه ترموالکتريکي خواص لري او د انرژۍ د راديوايزوټوپي سرچينو په توليد کې ډېر ښه کارېدونکی توکی او د ډېرې ښې راتلونکې توکی دی.

د انرژۍ راديوايزوټوپي سرچينې: د ګاډولينيم-۱۴۸ ايزوټوپ چې الفا-تجزيه لري، د نيم عمر پېر يې ۹۳ کاله دی، د راديوايزوټوپي ترموالکتريکي توليدوونکيو لپاره د تودوخې يوه بې خطره او هممهال ډېره پياوړې سرچينه ده.

۶۵. تیربیم

تیربیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د شپږمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې **۶۵** او سېمبول یې **Tb** دی. د دې عنصر نوم په انګرېزي ژبه کې (**Terbium**) او په روسي ژبه کې (**Тéрбий**) دی. دا یو نرم، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (**۹-۲۷-۷۴۴۰**) ده.

انځور: تیربیم یو نرم، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی

تاریخچه یې

سویډني کیمیاپوه «کارل ګوستاف موساندر» (**۱۷۹۷- ۱۸۵۸**) پر **۱۸۴۳** ز کال لومړی ځل د ایتریم اکسایډ Y_2O_3 ټینګتوکی په ایتریمي، تیربیمي او ایربیمي اکسایډونو سره

ووېشه. د ۲۰ پېړۍ په سر کې پرانسي کیمیاپوه « جارج اورباین» (۱۸۷۲- ۱۹۳۸) لومړی پوهاند وو چې تیربیم یې په نړه ډول لاس ته راوړ.

د نامه ریښه یې: د نورو دریو کیمیایي عنصرونو ایربیم **Er** ، ایتربیم **Yb** او ایتریم **Y** تر څنګ دې عنصر ته د «تیربیم» نوم د ستهکولم د ټاپوګانو د ټولګې د «ریساریو» په ټاپو کې د ایتیربي (**Ytterby**) کلي له نامه څخه اخیستل شوی او غوره شوی دی.

په طبیعت کې د تیربیم شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د تیربیم کلارک په یوه ټن کې **۴,۳** ګرامه دی.

تیربیم د لانتانایډي عنصرونو په ترکیب کې ګډون لري چې ډېرې مهال په امریکا متحدو ایالتونو، قزاقستان، روسیه، اوکراین، استرالیا، برازیل، هند او سکاندیناویایي هېوادو کې موندل کیږي.

لاس ته راوړل یې

تیربیم د کمپېښه خاورینو عنصرونو له مخلوطونو څخه د ایوني کروماتوګرافۍ یا د ایکستریکشن (**Extraction**) عملیې پر مټ لاس ته راځي.

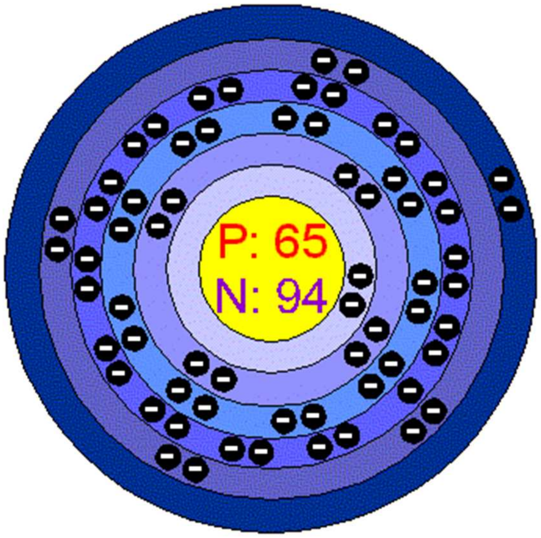
د تیربیم اتوم

د تیربیم د اتوم هسته له **۶۵** پروتونونو او **۹۴** نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې **۶۵** الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۶ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۲۷، په پېنځمه کې یې ۸، او په شپږمه

انرژيکي سويه کې يې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي . د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) **۱۵۹** دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د تيربيم اتومي کتله **۱۵۸,۹۲۵۳۵** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول **[Xe] ۴f⁹ ۶s²** سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۸۰ پ. م دی.



انځور: د تيربيم د اتوم جوړښت

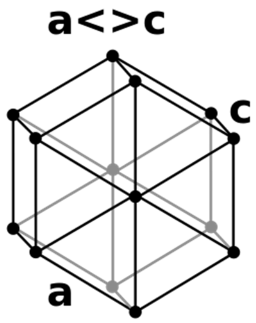
فيزيکي خواص يې

- د تيربيم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې **۸,۲۲۹** گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۱۳۵۲** ده. (د ک په شمېر **۱۶۲۹** ده).

- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۳۱۲۳ ده. (د ک په شمېر ۳۳۹۲ ده).
- د برِاس تودوالی يې ۳۸۹ کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې ۲۹ جوله\(کيلوين.موله) دی.
- مولي حجم يې ۱۹,۲ س. م. م\موله دی.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د تيربيم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډيز (هيگزاگونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې a=۳,٦۰۰ c=٥,٦۹٤ انگسترومه دی.



انځور: د تيربيم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډيز (هيگزاگونال) سېستم لري

کيميايي خواص يې

- د تيربيم کووالينسي نيم قطر ۱۵۹ پ. م دی.
- د ايون نيم قطر يې (e^{4+}) ۸۴ (e^{3+}) ۹۲,۳ پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې ۱,۲ پاولينگه دی.
- الکترودي ځواک يې ۲,۳۱- $Tb \leftarrow Tb^{3+}$ ولټه دی.

- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۴، ۳ دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې **۵۲۹,۰** کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (**۵,۹۰**) الکترون ولټه ده.

ایزوټوپونه یې

طبېعي تیربیم یوازې له یوه پایښت لرونکي ایزوټوپه جوړ دی او هغه د تیربیم-**۱۵۹** ایزوټوپ دی. په دې ډول دا عنصر د یو ایزوټوپي (مونوایزوټوپي) عنصر په نامه هم بلل کېدای شي. دا عنصر **۳۲** نور رادیواکتیفي مصنوعي ایزوټوپونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو ډېر پایښت لرونکی د تیربیم-**۱۵۸** ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۱۸۰** کاله دی. بل یې د تیربیم-**۱۵۷** ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۷۱** کاله دی. د نورو ټولو رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر دریو میاشتو لنډ دی، د ډېری هغو نیمایي عمر یې تر نیمې دقیقې هم لنډ دی. تر **^{159}Tb** پایښت لرونکي ایزوټوپه مخکې رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې ډول یې الکتروني اشغال دی، چې په پایله کې یې د گاډولینیم **Gd** ایزوټوپونه جوړېږي. تر **^{159}Tb** ایزوټوپه وروسته رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې ډول بېتا-منفي-تجزیه دی چې د تجزیې په پایله کې یې د ډیسپروزیم **Dy** ایزوټوپونه جوړېږي.

دا عنصر **۲۷** هسته یي ایزومیرونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د **^{152m}Tb** ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې **۲۴,۴** ساعته دی. بل یې د **^{152m2}Tb** ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې **۲۲,۷** ساعته دی.

کارونه يې

تيربيم د لانتهانيډي گروپ له عنصرونو څخه يو غير عادي فلز دی او د کمپېښنو فيزيکي خواصو يو ځانگړی ډگر لري، لنډه دا چې لکه د ده د يو شمېر گډوله فلزونو او مرکبونو په شان دی. دا يو مونوايزوټوپي عنصر دی.

مقناطيسي توکي: د تيربيم او کوبالټ مونوکريستالي گډوله فلز د تودوخې مطلق صفر درجې ته نږدې تودوخه کې تر ټولو ډېر پياوړی مقناطيسی توکی دی، البته د ساماريم - کوبالټ يا وسپنې - کوبالټ د گډوله فلزونو په پرتله. پر دې بنسټ کېدای شي دا پايلنيوی وشي چې د نويو مقناطيسي توکيو د سينتېز ډېرې زېرمې شتون لري.

د ترموالکتريکي توکي په توگه: د تيربيم ټيلورايډ TbTe يو ښه ترموالکتريکي توکی دی او د تيربيم د بيې د ټيټېدو په صورت کې کېدای شي چې د ترموالکتروجنراتورونو د توليد لپاره په پراخه پيمانه وکارېږي.

لايزري توکي: تيربيم گاليم گارنيټ $Tb_3Ga_5O_{12}$ په لايزري تخنيک کې د (optical isolator) او (Faraday rotator) په توگه کارېږي.

د لومينوفورونو په توگه: د تيربيم تنگستاټ تل توليدېږي او په الکترونيک کې د لومينوفورونو (luminophor) په توگه کارېږي. په (OLED) ماشينونو کې د تيربيم مجموعي مرکبونه کارېږي.

د کتاليسټ په توگه: د تيربيم اکسايډ Tb_4O_7 د اکسايډ کولو د ډېر لوړ اغېز لرونکي کتاليسټ په توگه کارېږي.

په الکترونک کې: د تيربيم فلورايډ TbF_3 د سيريم Ce او ايتريم Y له فلورايډونو سره يو ځای په مايکروالکترونيک کې د سيليکون د رڼا کوونکي پوښښ په توگه کارېږي.

د کمپیوټرونو په تولید کې: په دې وروستیو کلونو کې تیربیم فیریټ د کمپیوټرونو په تولید کې ځانګړی ارزښت خپل کړی دی.

۶۶. ډیسپروزیم

ډیسپروزیم د کیمیایي عنصرونو د دوره يي جدول د شپږمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره ۶۶ او سېمبول یې **Dy** دی . د دې عنصر نوم په انګریزي ژبه کې (**Dysprosium**) او په روسي ژبه کې (**Диспрозий**) دی . ډیسپروزیم یو کمپښنه خاورین فلز دی چې د سپینو زرو ځلا لري. په طبیعت کې په نږه ډول نه موندل کیږي، خو د ځینو مینرالونو په ترکیب کې ګډون لري لکه د کسینوټیم YPO_4 په ترکیب کې . د دې عنصر د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره (۲-۹۱-۷۴۲۹) ده.

انځور: ډیسپروزیم نرم، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی

تاریخچه یې

د ډیسپروزیم عنصر پر ۱۸۸۲ ز کال پرانسي کیمیاپوه «پول ایمیل لیکوک دې بویس بودران» (۱۸۳۸-۱۹۱۲) کشف کړی دی. نوموړي دا عنصر له هولمیم **Ho** یا د هولمیمي خاورې د سپیکتروسکوپي تجزیې او وروسته یې بیا اکسایډ بېل کړ او په دې ډول یې کشف کړ. پر ۱۹۰۲ ز کال پرانسي کیمیاپوه «جارج اورباین» ډیسپروزیم په نړه ډول لاس ته راوړ.

په طبیعت کې د ډیسپروزیم شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د ډیسپروزیم کلارک (د ټېلور په شمېر) په یو ټن کې **۵** گرامه دی. په سمندري اوبو یې کچه ۲,۹۰۱۰$^{-۶}$ ده. له نورو کمپېښه خاورینو عنصرونو سره یو ځای د دې مینرالونو لکه گاډولینیټ $(Ce,La,Nd,Y)_2FeBe_2Si_2O_{10}$، کسینوټیم YPO_4 ، مونازیټ $(Ce, La, Nd, Th) PO_4$ ، اپاټیټ $Ca_5[PO_4]_3(F,Cl,OH)$ ، باستېنزیټ $(Ce, La) (CO_3)F$ او نورو په ترکیب کې گډون لري.

د پیدا کېدو سیمې یې: ډیسپروزیم د لانتانیډي عنصرونو د پیدا کېدو له ځایونو څخه راایستل کیږي. د دې عنصرونو ډېره برخه په چین، امریکا متحدو ایالتونو، ویتنام، افغانستان، روسیه، قرغزستان، استرالیا، برازیل او هند کې شتون لري.

لاس ته راوړل یې

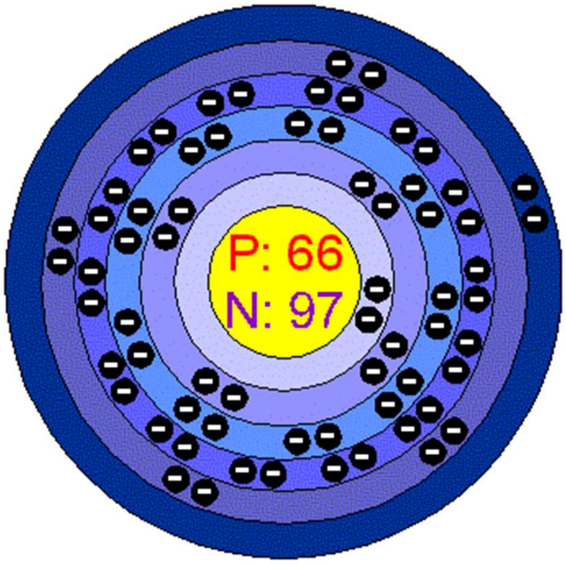
ډیسپروزیم د کلسیم، سوډیم، یا لیتیم پر مټ له ډیسپروزیم (III) کلورایډ $DyCl_3$ یا ډیسپروزیم فلورایډ DyF_3 څخه لاس ته راځي.

د ډیسپروزیم اتوم

د ډیسپروزیم کیمیایي عنصر د اتوم هسته له ۶۶ پروتونونو او ۹۷ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۶۶ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۶ ده، په بله وینا د دې عنصر اتوم ۶ انرژیکي سویې لري. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په دریمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۲۸، په پېنځمه کې یې ۸، او په شپږمه انرژیکي سویه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۶۳ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د ډیسپروزیم اتومي کتله ۱۶۲,۵۰۰ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[Xe]\ 4f^{10}\ 6s^{2}$ سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې ۱۸۰ پ.م دی.



انځور: د ډیسپروزیم د اتوم جوړښت

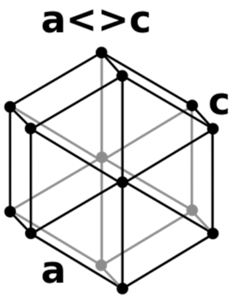
فيزيکي خواص يې

- د ډيسپروزيم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې **۸,۵۵** گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۱۴۰۷ ده. (د ک په شمېر ۱۶۸۰ ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۲۵۲۲** ده. (د ک په شمېر **۲۸۴۰** ده) .
- د براس تودوالی يې **۲۹۱** کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې **۲۸,۱۲** جوله\(کيلوين. موله) دی.
- مولي حجم يې **۱۹,۰** س. م.م\موله دی.

ډيسپروزيم سپينو زرو ته ورته رنگ لرونکی فلز دی. د تودوخې تر **۱۳۸۴** س. گ څخه ټيټو درجو کې د الفا-ډيسپرزويم (**α-Dy**) بڼه شتون لري چې د بلوري جالی جوړښت يې شپږڅنډيز (هيگزاگونال) سېستم لري، **a = ۰,۳۵٦۰۳ нм, c = ۰,٥٦٤٦٥ нм** . د تودوخې تر **۱۳۸۴** س. گ څخه لوړو درجو کې د بېتا- ډيسپروزيم (**β-Dy**) بڼه شتون لري چې د بلوري جالی جوړښت يې مکعبي سېستم لري.

د بلوري جالی جوړښت يې:

- د ډيسپروزيم د بلوري جالی جوړښت شپږڅنډيز (هيگزاگونال) سېستم لري.
- د جالی پارامترونه يې **a=۳,٥۹۳ c=٥,٦٥٤** انگسترومه دی.



انځور: د ډيسپروزيم د بلوري جالۍ جوړښت شپږخنډيز (هيګزاګونال) سېستم لري

کيميايي خواص يې

- د ډيسپروزيم کووالينسي نيم قطر **۱۵۹** پ. م دی.
- د ايون نيمايي قطر يې(e ۳+) **۹۰,۸** پ. م دی.
- الکترودي ځواک يې ۲,۲۹- $Dy^{3+} \rightarrow Dy$ ، ۲,۲- $Dy^{2+} \rightarrow Dy$ ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجه يې **۳** ده.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې **۵۲۷,۰** کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمېر (**۵,۸۸**) الکترون ولټه ده.

ډيسپروزيم په هوا کې ورو ورو اکسايډ جوړوي، تر ۱۰۰ س.ګ درجو څخه لوړه تودوخه کې ژر ژر اکسايډ جوړوي. فلزي ډيسپروزيم ته د تودوخې ورکولو پر مهال له هالوجيني عنصرونو، نايټروجن N_2 ، او هايډروجن H_2 سره **تعامل** کوي. همدا راز پرته له هايډروجن فلورايډ **HF** ، له نورو کاني (غيرعضوي) تېزابونو سره **تعامل** کوي او د ډيسپروزيم (III) مالګې جوړوي؛ د الکليو له محلولونو سره **تعامل** نه کوي.

ایزوټوپونه یې

طبیعي ډیسپروزیم له ۷ پایښت لرونکیو ایزوټوپونو جوړ دی او هغه د ^{۱۵۶}Dy ، ^{۱۵۸}Dy ، ^{۱۶۰}Dy ، ^{۱۶۱}Dy ، ^{۱۶۲}Dy ، ^{۱۶۳}Dy او ^{۱۶۴}Dy ایزوټوپونه دي . د ډیسپروزیم-۱۶۴ ایزوټوپ یې تر ټولو ډېر خپور شوی چې ډېروالی یې ۲۸,۱۸ سلنه دی . دا عنصر ۲۹ نور رادیواکتیفي ایزوټوپونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ډیسپروزیم-۱۵۴ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۳,۰ میلیونه کاله دی. بل یې د ډیسپروزیم-۱۵۹ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۴۴,۴ شواروزه دی. بل یې هم د ډیسپروزیم-۱۶۶ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۸۱,۶ ساعته دی . د نورو ټولو رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر ۱۰ ساعتو لنډ دی، د ډېری هغو نیمایي عمر یې تر ۳۰ ثانیو هم لنډ دی. دا عنصر همدا راز ۱۲ هسته یي ایزومیرونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه یې بیا تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{۱۶۵m}Dy ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۱,۲۵۷ دقیقې دی. بل یې د ^{۱۴۷m}Dy ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۵۵,۷ ثانیې دی. بل یې هم د ^{۱۴۵m}Dy ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۱۳,۶ ثانیې دی.

د دې عنصر د هغو ایزوټوپونو، چې تر ډیسپروزیم-۱۶۴ پایښت لرونکي ایزوټوپه مخکې دي، د تجزیې ډول الکتروني اشغال دی، او هغه ایزوټوپونه چې تر ډیسپروزیم-۱۶۴ ایزوټوپه وروسته دي د هغوی د تجزیې ډول بېتا- منفي- تجزیه دی. تر ډیسپروزیم-۱۶۴ ایزوټوپه مخکې ایزوټوپونو د تجزیې په پایله کې د تیربیم Tb ایزوټوپونه جوړیږي، او تر ۱۶۴ شمېرې ایزوټوپه وروسته ایزوټوپونو د تجزیې په پایله کې یې د هولمیم Ho ایزوټوپونه جوړیږي. د دې عنصر د پېژندل شویو ایزوټوپونو د کتلو شمېرې له ۱۳۸ څخه پیل او پر ۱۷۳ پای ته رسیږي.

کارونه یې

- په فلز ویلي کولو کې: ډیسپروزیم د جستو د ګډوله فلزونو د یوې ډېرې ښې برخې په توګه خدمت کوي. زیرکونیم Zr ته د ډیسپروزیم ورګډول د دغه فلز د تخنیکي کارونې ورتیا ډېره لوړوي، خو د تودوخیزو نیوترونونو د اشغال مقطع زیاتوي. له ډیسپروزیم سره ګډ شوی زیرکونیم په اسانۍ تر فشار لاندې راتلای شي.
- په لایزري توکیو کې: د ډیسپروزیم ایونونه له پخوا څخه په طبي لایزرونو کې کارېږي. د څپې اوږدوالی یې ۲,۳۲ میکرومتره دی.
- د کټالیسټ په توګه: ډیسپروزیم د اغېزمن کټالیسټ په توګه کارېږي.
- په اټومي انرژۍ کې: د ډیسپروزیم بورایډ، بوراټ، اکسایډ، هافنات په اټومي انرژۍ کې د نیوترونونو د فعال اشغال کوونکي په توګه کارېږي؛ د ایزوټوپونو په طبيعي مخلوط کې یې د اشغال مقطع نږدې ۹۳۰ بارنه ده. د ایزوټوپونو په طبیعي مخلوط کې یې د نیوترونونو د اشغال تر ټولو ډېر فعال ایزوټوپونه ډیسپروزیم-۱۶۱ دی، چې د اشغال مقطع یې ۵۸۵ بارنه ده، او دویم یې د ډیسپروزیم-۱۶۴ ایزوټوپ دی، چې د اشغال مقطع یې ۲۷۰۰ بارنه ده. د ساري په توګه په شوروي اتحاد کې د جوړې شوې د اوبو-اوبلنې انرژیکي اټومي بټۍ (ВВЭР-۱۰۰۰) په عیاروونکیو میلو کې له ټیټانیم اکسایډ سره ډیسپروزیم اکسایډ Dy_2O_3 یو ځای په مخلوط کې کارېږي، خو یوازې د اضافي توکي په توګه، ځکه چې د میلې بنسټیزه برخه له بورون کاربیډ B_4C څخه ډکه ده. د مخلوط د جذبولو اغېزمنتیا د بورون B د جذبولو تر اغېزمنتیا کمه ده، خو په ده (مخلوط) کې یوازې د ګاما-کوانتومونو نیوترونونه جذبیږي، ځکه خو مخلوط نه په اصطلاح نه پړسیږي.

- ستر مګنیتوستریکشني اغېز : د ډیسپروزیم او وسپنې ګډوله فلز په پولي کریستالي او په تېره بیا په مونوکریستالي ډول د ډېر پیاوړي مګنیتوستریکشني (Magnetostriction) توکي په توګه کارېږي.
- ترموالکتریکي توکي : د ډیسپروزیم مونوټیلورایډ ترموالکتریکي حرکت کوونکی ځواک نږدې ۱۵ - ۲۰ мкВ/К دی.
- په الکترونیک کې : ډیسپروزیم اورتوفیریټ $DyFeO_3$ په محدود ډول په الکترونیک کې کارېږي.
- مقناطیسي توکي: د ډیسپروزیم اکسایډ د ډېرو پیاوړیو مقناطیسونو په تولید کې کارېږي. ډیسپروزیم اکسایډ Dy_2O_3 د سرې رڼا کونکیو لومینوفورونو په توګه کارېږي.
- د رڼا سرچینې په توګه: ډیسپروزیم د میټال هالیډي برېښنايي ګروپونو په تولید کې کارېږي، چې سپیکټروم (spectrum) یې لمر ته نږدې دی.

۶۷. هولمیم

هولمیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د شپږمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۶۷ او سمبول یې Ho دی. د دې عنصر نوم په انګریزي ژبه کې (Holmium) او په روسي ژبه کې (Гольмий) دی. دا یو په پرتلیزه توګه نرم، د ځټک وهلو وړتیا لرونکی، ځلاند، او سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی. د هولمیم د ثبت د سي اې ایس (CAS) شمېره (۰-۲۰-۷۴۴۰) ده.

انځور: هولميم په پرتليزه توگه نرم، د ځمک وهلو وړتيا لرونکی، ځلاند، او سپينو زرو ته ورته رنگ لرونکی فلز دی

تاريخچه يې

هولميم سويسي کيمياپوه او فيزيکپوه «ژاک لويس سوريټ» (۱۸۲۷-۱۸۹۰) پر **۱۸۷۹** ز کال په ايربيمي خاوره (د ايربيم **Er** خاوره) کې د سپيکترالي تجزيې مېتود پر مټ کشف کړ.

د نامه ريښه يې: پر دې عنصر د هولميم نوم سويډني کيمياپوه ««پېر تيوډور کلېوې» (۱۸۴۰- **۱۹۰۵**) ايښی او ده دا نوم د ستهکولم له پخواني لاتيني نامه هولميا (**Holmia**) څخه اخيستی، ځکه هغه مينرال چې «کلېوې» پر **۱۸۷۹** ز کال د دې نوي عنصر اکسايډ

ترې ببېل کړی وو ، هغه د سویډن پلازمېنې ته نږدې موندل شوی وو ، نو پر دې بنسټ یې دا عنصر د ستهکولم په ویاړ نومولی دی.

په طبیعت کې د هولمیم شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د هولمیم کچه د کتلې له پلوه ۱,۳۰۱۰$^{-۴}$ سلنه ده. په سمندري اوبو کې یې کچه د کتلې له پلوه ۲,۲۰۱۰$^{-۷}$ سلنه ده. له نورو کمپېښه خاورینو عنصرونو سره یو ځای په مونازیټ $(Ce, La, Nd, Th) PO_4$ ، باستانازیټ $(Ce,La,Y)CO_3F$ ، اوکسینیټ $Y,(Nb,Ti,Ta)_2(O,OH)_2$ ، اپاټیټ $Ca_5[PO_4]_3(F, Cl, OH)$ ، او گاډولینیټ $(Ce,La,Nd,Y)_2FeBe_2Si_2O_{10}$ مینرالونو کې شتون لري.

د تشیال له موجوداتو څخه پشي بیلسکي ستوري (Звезда Пшибыльского) ډېر هولمیم لري.

کانونه یې: هولمیم د لانټانیډي عنصرونو په ترکیب کې گډون لري او کانونه یې ډېری مهال په امریکا متحدو ایالتونو، قزاقستان، روسیه، اوکراین، استرالیا، برازیل، هند او سکاندیناویایي هېوادو کې موندل کیږي.

لاس ته راوړل یې

هولمیم د کلسیم پر مټ د هولمیم فلوراید HoF_3 څخه جلا کیږي او لاس ته راځي.

ایزوټوپونه یې

تر اوسه د هولمیم کیمیایي عنصر او فلز ۳۲ ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۱۴۰ څخه پیل او پر ۱۷۵ پای ته رسیږي. له دې شمېر څخه یې یوازې یو ایزوټوپ پایښت لرونکی دی او هغه د ^{165}Ho ایزوټوپ دی. پر دې بنسټ هولمیم مونوایزوټوپي

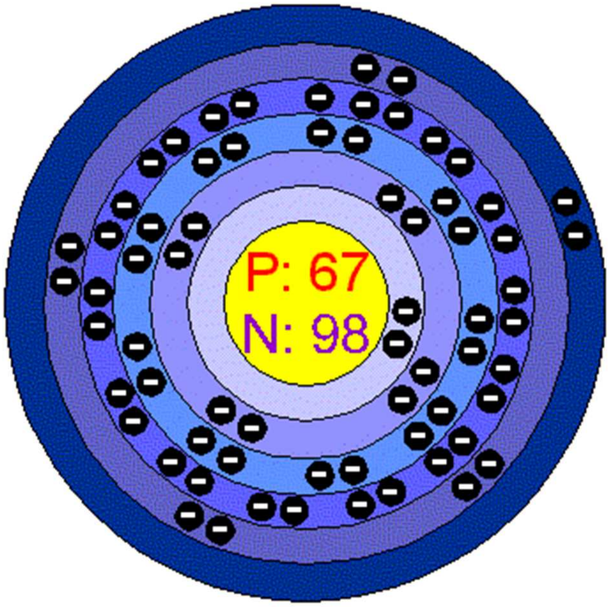
(یانې یو پاینښت لرونکی ایزوټوپي) عنصر دی. له نورو ۳۵ رادیواکتیفي ایزوټوپونو څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{163}Ho ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۴۵۷۰ کاله دی. د نورو ټولو رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر ۱,۱۱۷ ورځو اوږد نه دی، د ډېری هغو نیمایي عمر یې تر ۳ ساعتو اوږد نه دی. خو له دې سره سره د دې عنصر د $^{166m1}Ho$ ایزومیر نیمایي عمر ۱۲۰۰ کاله دی، چې د لوړ سپین (**Spin**) لرلو مانا لري.

د هولمیم اتوم

د هولمیم د اتوم هسته له ۶۷ پروتونونو او ۹۸ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۶۷ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۶ انرژیکي سویې لري، په بله وینا د هولمیم د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۶ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۲۹، په پېنځمه کې یې ۸، او په شپږمه انرژیکي سویه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو (نیوکلیونونو) ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۶۵ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د هولمیم اتومي کتله ۱۶۴,۹۳۰۳۲ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[Xe]\ 4f^{11}\ 6s^{2}$ سره ښودل کېږي.
- د اتوم نیمايي قطر یې ۱۷۹ پ. م دی.



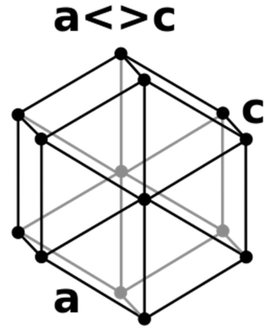
انځور: د هولمیم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د هولمیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۸,۷۹۵** گرامه ده دی. (گرام پر سانتي متر مکعب).
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۱۴۷۱** ده. (د ک په شمېر **۱۷۳۴** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۲۷۰۰** ده. (د ک په شمېر **۲۸۷۳** ده) .
- د بړاس تودوالی یې **۳۰۱** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۷,۱۵** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې **۱۸,۷** س. م.م \موله دی. (سانتي متر مکعب پر مول).

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د هولميم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډيز (هيگزاگونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې a=٣,٥٧٧ c=٥,٦١٦ انگسترومه دي.



انځور: د هولميم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډيز (هيگزاگونال) سېستم لري

کيميايي خواص يې

- د هولميم کووالينسي نيم قطر ١٥٨ پ. م دی.
- د ايون نيمايي قطر يې (e ٣+) ٨٩,۴ پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې ١,٢٣ پاولينگه دی.
- الکترودي ځواک يې ٢,٣٣- $Ho \leftarrow Ho^{3+}$ ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجه يې ٣ ده.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې ۵٧۴,٠ کيلوجوله\موله ده.

هولميم ورو ورو په هوا کې اکسايډ کيږي او هولميم اکسايډ Ho_2O_3 جوړوي. له تېزابونو (پرته له هايډروجن فلورايډ HF څخه) سره تعامل کوي او د هولميم Ho^{3+} مالگې جوړوي.

د تودولو پر مهال له کلورينو Cl_2، برومينو Br_2 ، نايټروجن N_2 ، او هايډروجن H_2 سره تعامل کوي. د فلورينو F_2 د اغېز پر وړاندې پايدار دی.

د هولميم ځينې مرکبونه

۱. د هولميم (III) اکسايډ يو دوه گونی غيرعضوي مرکب دی چې هولميم او اکسيجن په خپل منځ کې جوړ کړی، کيميايي فورمول يې Ho_2O_3 دی، سپين او نری زېړ رنگ لرونکی پوډر او بلورونه دي چې په اوبو کې نه حليږي.

۲. د هولميم (III) نايټراټ يو غيرعضوي مرکب دی، د هولميم او نايټريک اسيډ مالگه ده، کيميايي فورمول يې $Ho(NO_3)_3$ دی، زېړبخون کريستالونه (بلورونه) دي، په اوبو کې حليږي، هايډراټونه جوړوي.

۳ . د هولميم (III) نايټرايډ دوه گونی غيرعضوي مرکب دی چې هولميم او نايټروجن په خپل منځ کې جوړ کړی، کيميايي فورمول يې HoN دی، تور او لږ شين رنگ لرونکي بلورونه دي، له اوبو سره تعامل کوي.

۴ . د هولميم (III) کاربونات غيرعضوی مرکب دی، د هولميم او کاربونيک اسيډ مالگه ده، کيميايي فورمول يې $Ho_2(CO_3)_3$ دی، زېړبخون بلورونه دي، په اوبو کې نه حليږي.

۵ . د هولميم (III) هايډروکسايډ غيرعضوي مرکب دی، کيميايي فورمول يې $Ho(OH)_3$ دی، په اوبو کې نه حليږی.

۶ . د هولميم (III) سولفات غيرعضوي مرکب دی، د هولميم او سولفوريک اسيډ مالگه ده، کيميايي فورمول يې $Ho_2(SO_4)_3$ دی، زېړ بلورونه دي، په اوبو کې حليږي او هايډراټونه جوړوي.

۷. د هولمیم (III) سولفیډ دوه ګونی غیرعضوی مرکب دی، د هولمیم او د هایډروجن سولفیډ تېزابو مالګه ده، کیمیايي فورمول یې Ho_2S_3 دی، زېړ او نارنجي رنګه بلورونه دي، په اوبو کې نه حلیږي.

کارونه یې

ډېر نرړه هولمیم د ډېرو پیاوړیو مقناطیسي ډګرونو د لاس ته راوړلو لپاره، د ډېرې برېښنا تېرووونکیو مقناطیسونو د قطبي ځوکو (سرونو) د جوړولو لپاره کارېږي. په دې برخه کې د هولمیم او ایربیم Er ګډوله فلز ډېر ارزښت لري.

په فلز ویلي کولو کې: د الومینیمي ګډوله فلزونو ته د هولمیم ورګډول په هغوی کې د ګاز کچه ډېره کموي.

په اټومی انرژۍ کې: د هولمیم بوراټ په اټومي انرجۍ کې کارېږي.

د هولمیم - ۱۶۶ رادیو اکتیفي ایزوټوپ په شننیزه کیمیا کې د رادیو اکتیفي حسګر په توګه کارېږي.

۶۸. ایربیم

ایربیم د کیمیايي عنصرونو د دوره یي جدول د شپږمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۶۸ او سېمبول یې Er دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (Erbium)، په انګلیسي کې (Erbium) او په روسي ژبه کې (Эрбий) دی. هولمیم په لانتانیډي عنصرونو پورې اړه لري. دا یو نرم، د ځهک وهلو وړتیا لرونکی او سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی چې د ثبت د سي اې اېس (CAS) شمېره یې (۷۴۴۰-۵۲-۰) ده.

انځور: یو نرم، د ځټک وهلو وړتیا لرونکی او سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی

تاریخچه او د نامه ریښه یې

ایربیم لومړی ځل سویډني کیمیاپوه «کارل ګوستاف موساندر» (۱۷۹۷- ۱۸۵۸) پر ۱۸۴۳ ز کال له هغه مینرال څخه بېل کړ چې د «ایتربي» کلي ته نږدې موندل شوی وو.

د نورو دریو کیمیایي عنصرونو تیربیم **Tb**، ایتربیم **Yb** او ایتریم **Y** سره یو ځای ایربیم هم د ستهکولم د ټاپوګانو له ټولګې څخه «ریساریو» ټاپو ته نږدې د «ایتیربي» د کلي د نامه په ویاړ نومول شوی دی.

په طبیعت کې د ایربیم شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د ایربیم کلارک په یو ټن کې (د ټېلور د شمېر له مخې) ۳,۳ ګرامه دی. د سمندرونو په اوبو کې یې شتون $۲,۴ \cdot ۱۰^{-۶}$ دی.

د پیدا کېدو سیمې یې: ایربیم د لانتانایډي عنصرونو په ترکیب کې ګډون لري چې ډېر لږ موندل کیږي . لانتانایډي عنصرونه په امریکا متحدو ایالتونو، قزاقستان، روسیه، اوکراین، استرالیا، برازیل، هند او سکاندیناویایي هېوادو کې موندل کیږي.

لاس ته راوړل یې

فلزي ایربیم د الکترولیز پر مټ له ویلي شوي ایربیم کلورایډ $ErCl_3$ او ویلي شوي ایربیم فلورایډ ErF_3 څخه لاس ته راځي، همدا راز په کلسیمي ترمیکي ډول د دغو مالګو د چاڼلو او بشپړولو پر مټ لاس ته راځي.

کارونه یې

د ایربیم د کارولو یوه له ډېرو مهمو ځانګو څخه اټومي تخنیک دی چې دا عنصر پکې د اکسایډ او یا بوراټ په ډول کاریږي. د ساري په توګه د ایربیم اکسایډ Er_2O_3 او یورانیم اکسایډ UO_2 مخلوط د لوی ځواک کانالي اټومي بټۍ (RBMK) په روسي ژبه کې (Реактор Большой Мощности Канальный (РБМК)) د انرژۍ د وېش کار، تخنیکي اقتصادي پارامترونه، او په ځانګړې توګه ډېر مهم دا چې د برېښنا اټومي سټېشن د بټۍ کار بې خطره کوي.

د ایربیم اکسایډ مونوکریستالونه د لوړ اغېز لرونکیو لایزري توکیو په توګه کاریږي. د ایربیم اکسایډ د اوپټیکي فیبر په تولید کې په ویلي شوي کوارتز کې ورګډیږي. دا عنصر همدا راز په نورو ځانګو کې هم کاریږي.

ایزوټوپونه یې

طبیعي ایربیم له ۲ پایښت لرونکیو ایزوټوپونو جوړ دی او هغه ^{۱۶۲}Er ، ^{۱۶۴}Er، ^{۱۶۶}Er ، ^{۱۶۷}Er ، ^{۱۶۸}Er، او ^{۱۷۰}Er ایزوټوپونه دي. له دوی څخه یې د ^{۱۶۶}Er ایزوټوپ تر ټولو ډېر خپور شوی چې ډېروالی یې **۳۳,۵۰۳** سلنه دی. دا عنصر نور **۲۹** رادیواکتیفي ایزوټوپونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ایربیم-۱۶۹ ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې **۹,۴** کاله دی. بل یې د ایربیم-۱۷۲ ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې **۴۹,۳** ساعته دی. بل یې د ایربیم-۱۶۰ ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې **۵۸ ,۲۸** ساعته دی. بل یې د ایربیم- **۱۶۵** ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې **۱۰,۳۶** ساعته دی، او بل یې هم د ایربیم- ۱۷۱ ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې **۷,۵۱۶** ساعته دی. د نورو ټولو رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمايي عمر یې تر **۳,۵** ساعتونو لنډ دی، د ډېری نیمايي عمر یې تر **۴** دقیقو هم لنډ دی. دا عنصر **۱۳** هسته یي ایزومیرونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه یې بیا تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{۱۶۷m}Er ایزومیر دی چې نیمايي عمر یې **۲,۲۶۹** ثانیې دی.

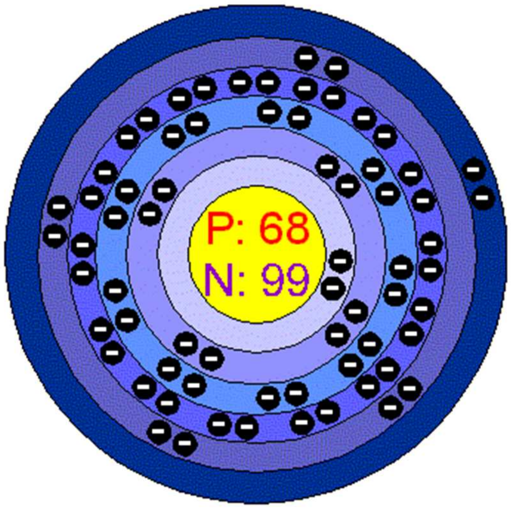
د دې عنصر د هغو ایزوټوپونو، چې تر ^{۱۶۶}Er پایښت لرونکي ایزوټوپه مخکې دي، د تجزیې ډول الکتروني اشغال دی، او تر ^{۱۶۶}Er ایزوټوپه وروسته رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې ډول بېتا-منفي-تجزیه دی . تر ایربیم-۱۶۶ ایزوټوپه مخکې رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې په پایله کې د هولمیم **Ho** کیمیايي عنصر ایزوټوپونه جوړېږي، او تر ایربیم-۱۶۶ ایزوټوپه وروسته رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې په پایله کې د تولیم **Tm** کیمیايي عنصر ایزوټوپونه جوړېږي.

د ایربیم اتوم

د ایربیم د اتوم هسته له ۶۸ پروتونونو او ۹۹ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۶۸ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۶ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۰، په پېنځمه کې یې ۸، او په شپږمه انرژیکي سویه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۶۷ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د ایربیم اتومي کتله ۱۶۷,۲۵۹ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[Xe]\ 4f^{12}\ 6s^{2}$ سره ښودل کېږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې ۱۷۸ پ. م دی.



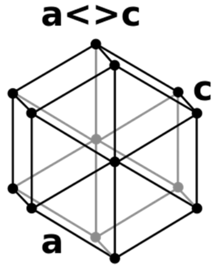
انځور: د ایربیم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د ایربیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۹,۰۲** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۱۵۲۹** ده. (د ک په شمېر **۱۸۰۲** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۲۸۶۸** ده. (د ک په شمېر **۳۱۴۱** ده).
- د براس تودوالی یې **۳۱۷** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۸,۱۲** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې **۱۸,۴** س. م. م\موله دی.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د ایربیم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډیز (هیگزاگونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې **a=۳,۵۶۰ c=۵,۵۸۷** انگسترومه دی.



انځور: د ایربیم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډیز (هیگزاگونال) سېستم لري

کیمیایي خواص یې

- د ایربیم کووالینسي نیم قطر **۱۵۷** پ. م دی.

- د ایون نیمایي قطر یې (e^{3+}) ۱,۸۸ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۱,۲۴ پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک یې ۲,۳۲- $Er^{3+} \rightarrow Er$ ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجه یې ۳ ده.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۵۸۱,۰ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۶,۰۲) الکترون ولټه ده.

ایربیم په هوا کې ورو ورو اکسایډ کیږي؛ د تودوخې ورکولو پر مهال په لنده هوا کې لږ ژر اکسایډ جوړوي.

د ایربیم ځینې مرکبونه

۱. د ایربیم اکسایډ Er_2O_3 یو نری ګلابي رنګه پوډر دی، د بلوري جالۍ جوړښت یې مکعبي مونوکلینیک دی، د ښیښې په جوړولو کې ښیښې ته ګلابي رنګ ورکوي، د ویلي کېدو تودوخه یې ۲۳۸۰ س. ګ درجې ده، د ایشېدو تودوخه یې ۳۵۰۰ س. ګ درجې ده.

۲. د ایربیم فلورایډ ErF_3، نری ګلابي رنګه پوډر دی، د بلوري جالۍ جوړښت یې معیني سېستم لري، د ویلي کېدو تودوخه یې ۱۱۱۷ س. ګ درجې ده، او د دویمې بڼې د ویلي کېدو تودوخه یې ۱۱۴۶ س. ګ درجې ده.

۳. د ایربیم کلورایډ $ErCl_3$ ، یو ګلابي او چونیا رنګ لرونکی پوډر دی، د بلوري جالۍ جوړښت یې مونوکلینیک سېستم لري، د ویلي کېدو تودوخه ۷۷۶ س. ګ درجې ده، د ایشېدو تودوخه یې ۱۵۰۰ س. ګ درجې ده.

انځور: د ایربیم اکسایډ Er_2O_3 یو نری ګلابي رنګه پوډر دی

۶۹. تولیم

تولیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د شپږمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۶۹ او سېمبول یې Tm دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (Thulium)، په انګلیسي کې (Thulium) او په روسي ژبه کې (Ту́лий) دی. تولیم د لانتانایډ ګروپ په عنصرونو پورې اړه لري. دا یو ساده توکی دی، نرم، سپین زرو ته ورته رنګ لرونکی، د ښه ټک وهلو وړتیا لرونکی فلز دی. د ثبت د سي اې اېس (CAS) شمېره (۴-۳۰-۷۴۴۰) ده .

انځور: تولیم یو نرم، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی، د څټک وهلو وړتیا لرونکی فلز دی

تاریخچه یې

تولیم پر ۱۸۷۹ ز کال د سویډني کیمیاپوه «پېر تیوډور کلیوې» (۱۸۴۰- ۱۹۰۵) له خوا د ایربیم اکسایډ Er_2O_3 د اجزاوو د لټولو پر مهال کشف شوی وو. دې مېتود پخوا بل سویډني کیمیاپوه «موساندر» ته دا شونتیا ورکړې وه چې نور کمپېښنه خاورین عنصرونه کشف کړي. د ایربیم اکسایډ د اجزاوو د بېلولو پر مهال «کلیوې» دوه اکسایډه لاس ته راوړل چې هغه یو هولمیم اکسایډ وو چې قهوه یي رنګ یې درلود، او بل تولیم اکسایډ وو چې زرغون رنګ یې درلود. امریکایي کیمیاپوه «تیوډور ویلیام ریچارډز» (۱۸۲۸-۱۹۲۸) پر ۱۹۱۱ ز کال دا عنصر په نږه ډول تر لاسه کړ او د ده اتومي وزن یې اندازه کړ.

د نامه ریښه یې

کیمیاپوه «کلیوې» د کوم نامالوم عنصر اکسایډ بېل کړ او هغه ته یې د اروپا په شمال کې د «**Thule**» ټاپو په ویاړ د «**Thulium**» نوم ورکړ. دا کلمه د لرغونې یوناني ژبې له «**Θούλη**» او لاتیني ژبې له (**Thule**) څخه اخیستل شوې ده.

لاس ته راوړل یې

فلزي تولیم له تولیم ترای فلورایډ **TmF۳** څخه د میټالوترمیکي مېتود پر مټ د فلزي کلیسم **Ca** په مرسته لاس ته راځي چې معادله یې دا ده:

$$2TmF_3 + 3Ca \rightarrow 2Tm + 3CaF_2$$

په طبیعت کې د تولیم شتون

تولیم یو کمپېښه عنصر دی، د ځمکې په پاسني کلک قشر کې یې کچه ۲,۷ ۰۱۰^-۵^ سلنه ده؛ د سمندري اوبو په یو لیټر کې یې کچه ۱۰^-۷^ میلي گرامه ده. تولیم د نورو کمپېښه خاورینو عنصرونو تر څنگ په داسې مینرالونو کې شتون لري لکه کسینوټیم **YPO۴**، اوکسینیټ **(Y,Ca,Ce,U,Th)(Nb,Ta,Ti)۲O۲**، مونازیټ **(Ce, La, Nd, Th) PO۴**، لوپاریټ **(Na,Ce,Ca,Sr,Th)(Ti,Nb,Fe)O۳**، او ځینو نورو مینرالونو کې.

ایزوټوپونه یې

د تولیم فلز یوازې یو پایښت لرونکی ایزوټوپ لري او هغه د **^۱۶۹^Tm** ایزوټوپ دی چې د دې عنصر ۱۰۰ سلنه طبیعي ډېروالی جوړوي. تر اوسه د تولیم نور ۳۴ رادیواکتیفي ایزوټوپونه هم پېژندل شوي چې د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي

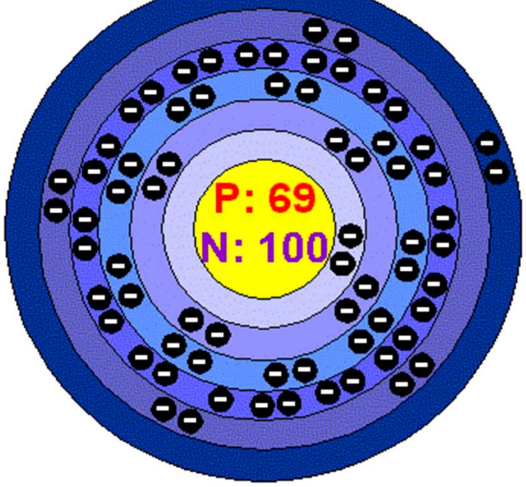
يو د ^{171}Tm ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۱,۹۲ کاله دی. بل يې د ^{170}Tm ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۱۲۸,۶ ورځې دی. بل يې د ^{168}Tm ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۹۳,۱ ورځې دی. بل يې هم د ^{167}Tm ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۹,۲۵ ورځې دی . د نورو ټولو راديواکتيفي ايزوټوپونو نيمايي عمر يې تر ۲۴ ساعتو لنډ دی، د ډېری نيمايي عمر يې تر دوو دقيقو هم لنډ دی. دا عنصر ۲۲ هسته يي ايزوميرونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه يې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي يو د ^{174m}Tm ايزومير دی چې نيمايي عمر يې ۵,۱ دقيقې دی. بل يې د ^{170m}Tm ايزومير دی چې نيمايي عمر يې ۷۴,۵ ثانيې دی. بل يې هم د ^{155m}Tm ايزومير دی چې نيمايي عمر يې ۴۵ ثانيې دی. د توليم د ټولو پېژندل شويو ايزوټوپونو د کتلو شمېرې له ۱۴۵ څخه پيل او پر ۱۷۹ پای ته رسيږي.

د توليم اتوم

د توليم د اتوم هسته له ۶۹ پروتونونو او ۱۰۰ نيوترونونو جوړه ده . د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۶۹ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۶ ده، په بله وينا د توليم اتوم ۶ انرژيکي سويې لري. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په درېيمه کې يې ۱۸، په څلورمه کې يې ۳۱، په پېنځمه کې ۸ ، او په شپږمه انرژيکي سويه کې يې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۶۹ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د توليم اتومي کتله ۱۶۸,۹۳۴۲۱ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Xe]\ 4f^{13}\ 6s^2$ سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۷۷ پ. م دی.



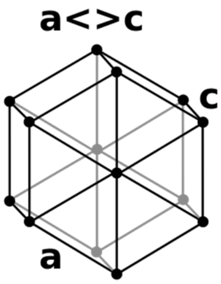
انځور: د تولیم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د تولیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۹,۳۲۱** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۱۵۴۵** د ه. (د ک په شمېر **۱۸۱۸** د ه).
- د اېشېدو د تودوخي درجه یې د س. گ په شمېر **۱۷۳۰** د ه. (د ک په شمېر **۲۰۰۳** د ه.)
- د بړاس تودوالی یې **۲۳۲** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۷,۰** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې **۱۸,۱** س. م.م \موله دی.

د جالۍ جوړښت یې:

- د تولیم د بلوري جالۍ جوړښت شپږ څنډیز (هیگزاگونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې **c=۵.۵۶** **a=۳,۵٤۰** دی.



انځور: د تولیم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډيز (هیګزاګونال) سېستم لري

کیمیايي خواص يې

- د تولیم کووالینسي نیم قطر **۱۵۲** پ. م دی.
- د ایون نیم قطر يې (e **۳**+) **۸۷** پ. م دی.
- الکتروني منفیت يې **۱,۲۵** پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک يې ۲,۳۲- $Tm \leftarrow Tm^{3+}$، ۲,۳- $Tm \leftarrow Tm^{2+}$ ولتېه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې يې **۳** ، ۲ دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي يې **۵۸۹,۰** کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۶,۱۰) الکترون ولتېه ده.

کارونه يې

لایزري توکي: د تولیم ایونونه د ترسره لاندې وړانګې (**Infrared**) د جوړېدو لپاره کارېږي او د دغو وړانګو اوږدوالی ۱,۹۱ میکرومتره وي. سربېره پر دې د فلزي تولیم بړاسونه د لایزري وړانګې د محرک کولو او د هغې د څپې د اوږدوالي د له سره ترتیبېدو لپاره کارېږي. د تولیم ټیلورایډ د سرپو ټیلورایډ د نیم برېښنا تېرولو خواصو د عیاروني لپاره کارېږي.

په اټومي انرژۍ کې: د تولیم بوراټ په اټومي تخنیک کې کاریږي.

د تولیم -۱۷۰ ایزوټوپ د طب لپاره د ګرزنده اېکس وړانګو رونتګېن دستګاه په تولید کې کاریږي.

۷۰. ایتربیم

ایتربیم د کیمیایي عنصرونو د دوره يي جدول د شپږمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره يې ۷۰ او سېمبول يې **Yb** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Ytterbium**)، په انګریزي کې (**Ytterbium**) او په روسي ژبه کې (**Иттéрбий**) دی. ایتربیم د کمپېښه خاورینو عنصرونو په شمېر کې راځي. د دې عنصر د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره يې (۴-۶۴-۷۴۴۰) ده. دا یو سپین او خړ رنګ لرونکی فلز دی.

انځور : ایتربیم سپین او خړ، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی، د ښتک وهلو وړتیا لرونکی فلز دی

تاریخچه یې

د ایتربیم عنصر پر ۱۸۷۸ ز کال سویډني کیمیاپوه «جان چارلز ګالیسارډ دې ماریګناک » (۱۸۱۷-۱۸۹۴) په ایربیم اکسایډ کې کشف کړ.

د نامه ریښه یې: د نورو دریو کیمیایي عنصرونو لکه تیربیم **Tb**، ایربیم **Er** او ایتریم **Y** تر څنګ، ایتربیم ته هم د ستهکولم د ټاپوګانو له ټولګې څخه په «ریساریو» ټاپو کې د شته « **Ytterby**» کلي په ویاړ نوم ورکړ شوی دی.

په طبیعت کې د ایتربیم شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د ایتربیم کلارک (د ټیلور په شمېر) په یو ټن کې ۰٫۳۳ ګرامه دی. د سمندرونو په اوبو کې یې کچه په یو لیتر کې [٤] $2\cdot10^{-6}$ ده.

لاس ته راوړل یې

د ایتربیم د لاس ته راوړلو بنسټیز مېتودونه په خلا کې د کاربون یا لانتانیم **La** پر مټ له ایتربیم اکسایډ څخه د ده راایستل دي. بل مېتود یې د ویلي شوي ایتربیم کلورایډ **$YbCl_3$** الکترولیز کول دي.

ایزوټوپونه یې

طبیعي ایتربیم له ۷ پایښت لرونکیو ایزوټوپونو جوړ دی او هغه دا دي: **^{168}Yb**، **^{170}Yb** ، **^{171}Yb** ، **^{172}Yb** ، **^{173}Yb**، **^{174}Yb** ، **^{176}Yb** . له دې شمېر څخه یې د **^{174}Yb** ایزوټوپ په طبیعت کې تر ټولو ډېر دی، چې ډېروالی یې ۳۱٫۸ سلنه دی . دا عنصر ۲۷ نور رادیواکتیفي ایزوټوپونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه یې د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د

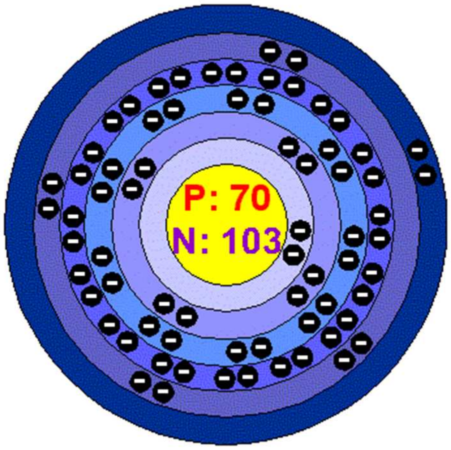
ايتربيم-۱۲۹ ايزوټوپ دی چې نيمايی عمر يې ۳۲ ورځې دی. بل يې د ايتربيم-۱۷۵ ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۴,۱۸۵ ورځې دی، او بل يې هم د ايتربيم-۱۶۶ ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۵۶,۷ ساعته دی. د نورو ټولو راديواکتيفي ايزوټوپونو نيمايي عمر يې تر دوو ساعتو لنډ دی، د ډېری نيمايي عمر يې تر ۲۰ دقيقو هم لنډ دی. ايتربيم ۱۲ هسته يي ايزوميرونه هم لري او د دوی له شمېر څخه يې بيا تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{179m}Yb ايزومير دی چې نيمايي عمر يې ۴۶ ثانيې دی. د دې عنصر د ايزوټوپونو د کتلو شمېرې له ۱۴۸ څخه پيل او پر ۱۸۲ پای ته رسيږي.

د ايتربيم اتوم

د ايتربيم د اتوم هسته له ۷۰ پروتونونو او ۱۰۳ نيوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۷۰ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۶ ده. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په دريېمه کې يې ۱۸، په څلورمه کې يې ۳۲، په پېنځمه کې يې ۸، او په شپږمه انرژيکي سويه کې يې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۷۳ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د ايتربيم اتومي کتله ۱۷۳,۰۵۴ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول [Xe] ۴f¹⁴ ۶s² سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۹۴ پ. م دی.



انځور: د ایتربیم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

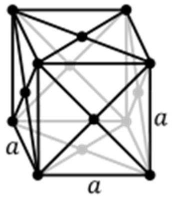
- د ایتربیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۶,۹۶۵۴** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر ۸۲۴ ده. (د ک په شمېر ۱۰۹۷ ده).
- د ایشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر ۱۱۹۶ ده. (د ک په شمېر **۱۴۶۹** ده)
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۳,۳۵** کیلو جوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې **۱۵۹** کیلو جوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۶,۷** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې **۲۴,۸** س. م. م\موله دی.

ایتربیم دوه بلوري بڼې لري چې یوه یې د الفا-ایتربیم (**α-Yb**) دی چې د بلوري جالۍ جوړښت یې مکعبي سېستم لري، او دویمه یې د بېتا-ایتربیم (**β-Yb**) چې د بلوري جالۍ

جوړښت يې مکعبي منځډک سېستم لري . د دې دوو بڼو په خپل منځ کې د تېرېدو راتېرېدو ($\alpha \leftrightarrow \beta$) تودوخه ۷۹۲ س.گ درجې ده.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د ايتربيم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې **۵,۴۹۰** انگسترومه دی.



انځور: د ايتربيم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري

کيميايي خواص يې

- د ايتربيم کووالينسي نيم قطر ۱۷۰ پ. م دی.
- د ايون نيمايي قطر يې (e^{3+}) ۸۵.۸ (e^{2+}) **۹۳** پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې ۱,۱ پاولينگه دی.
- الکترودي ځواک يې ۲,۲۲- $Yb \leftarrow Yb^{3+}$، ۲,۸- $Yb \leftarrow Yb^{2+}$ ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجې يې ۳، ۲ دي.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې **۶۰۳,۰** کيلوجوله\موله ده . يا په بل شمېر (**۶,۲۵**) الکترون ولټه ده.

کارونه یې

د باریم فلورایډ BaF_2 او ایتربیم فلورایډ YbF_3 مونوبلوري ګډوله فلز، چې د هولمیم **Ho** ایونونه هم لږ لږ ورسره ګډ شوي وي، د یو ډېر پیاوړي ټکنالوجیکي لایزري توکي په توګه کارېږي.

د ایتربیم مونوټیلورایډ **YbTe** د راتلونکې لرونکی ترموالکتریکي توکی دی. د ایتربیم پر بنسټ ببلابېل مقناطیسي ګډوله فلزونه جوړېږي. د ایتربیم بوراټ په اټومي تخنیک کې کارېږي (په ځانګړیو ګچونو او ښیښنو کې کارېږي) . د ایتربیم اکسایډ **YbO** د سیلیکوني ډګري ترانزیستورونو (**field-effect transistor**) د لاس ته راوړلو لپاره د عایق (**dielectric**) په توګه کارېږي. په ځانګړیو اټومي څېړنو کې ایتربیم په اټومي بټۍ کې د نیوترونونو پر مټ په وړانګولو (وړانګې ورکولو) سره تر یوې اندازې پورې د هافنیم- ۱۷۸ - ^{178m2}**Hf** په ایزومیر باندې بدلېږي. داسې وړاندیزونه شتون لري چې دا ایزومیر دې د انرژۍ د بېټرۍ په توګه وکارول شي، که څه هم تر اوسه دا پروژې لا د څېړنې په پړاو کې دي.

۷۱. لوټیټیم

لوټیټیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د شپږمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۷۱ او سېمبول یې **Lu** دی. د دې عنصر نوم په انګریزي ژبه کې (**Lutetium**) او په روسي ژبه کې (**Лютеций**) دی. دا یو کلک، ډېر ډک (ډېر کثافت لرونکی)، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی، چې د ثبت د سي اې ایس (**CAS**) شمېره یې (**۳-۹۴-۷۴۳۹**) ده. لوټیټیم د لانتانیډي ګروپ په عنصرونو کې ګډون لري.

انځور: لوټيټيم يو کلک، ډېر ډک (ډېر کثافت لرونکی)، سپينو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی

د کشف تاريخچه يې

دا عنصر د اکسايډ په ډول پر ۱۹۰۷ ز کال پرانسي کيمياپوه «جارج اوربابين» (۱۸۷۲-۱۹۳۸) او پر همدغه کال اتريشي کانپوه او کيمياپوه «کارل اوېر فون ويلسباخ» (۱۸۵۸-۱۹۲۹)، او امريکايي کيمياپوه «چارلز جېمز» کشف کړی دی. دوی ټولو لوټيټيم له ايتربيم **Yb** ، چې پر ۱۸۷۸ ز کال د ايربيم **Er** د اکسايډ د يوې برخې په توګه کشف شوی وو، سره په مخلوط کې د اکسايډ د يوې برخې په توګه کشف کړ. دا ټول کمپېښنه خاورين عنصرونه په خپل منځ کې يو بل ته ډېر نږدې کيميايي خواص لري. د لوټيټيم د کشف لومړيتوب په «جارج اوربابين» پورې اړه لري.

د نامه ريښه يې

د دې عنصر نوم د ده کشفوونکي «جارج اورباين» د پاريس له لاتيني نامه (Lutetia Parisiorum) څخه اخيستى دى. د ايتربيم Yb، چې لوټيټيم ترې جلا شوى وو، لپاره د «نيوتيربيم» نوم وړانديز شوى وو. کيمياپوه «فون ويلسباخ» چې د عنصر د کشف د لومړيتوب ادعا يې لرله، د لوټيټيم لپاره د (cassiopium) نوم او د ايتربيم Yb لپاره يې د (aldebaranium) نوم وړانديز کړل، دا يې د شمالي نيم کرې د ذات الکرسي (Cassiopeia) او د غوايي کوکب (Taurus) د تر ټولو ډېر روښان ستوري په وياړ وړانديز کړى وو.

د کيميايي عنصرونو د اتومي وزن د چارو نړيوال کميسيون، د لوټيټيم او ايتربيم د جلا کولو په برخه کې د «اوربابن» لومړيتوب په پام کې ونيو او پر ۱۹۱۴ ز کال يې له يوې پرېکړې سره سم د دې عنصر لپاره د (Lutecium) نوم وټاکه، خو دا نوم يې پر ۱۹۴۹ ز کال بدل او عنصر د «لوټيټيم» (Lutetium) په نامه ونوماوه. خو له دې سره سره د ۱۹۲۰ ز کلونو تر پيله د الماني پوهانو په اثارو کې د دې عنصر لپاره د «کاسيوپيم» نوم کارېده.

په طبيعت کې د لوټيټيم شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د لوټيټيم کچه د کتلې له پلوه ۰٫۰۰۰۰۸ سلنه ده. د سمندري اوبو په يو ليټر کې يې کچه ۰٫۰۰۰۰۰۱۲ ميلي گرامه ده. د دې عنصر تر ټولو ډېر مهم صنعتي مينرالونه کسينوټيم YPO_4، اوکسينيټ $Y,(Nb,Ti,Ta)_2(O,OH)_6$) باستنايزيټ $(Ce,La,Y)CO_3F$ دي.

لاس ته راوړل یې

د لوټیټیم د لاس ته راوړلو لپاره دا عنصر له نورو کمپېښه خاورینو عنصرونو سره یو ځای له مینرالونو څخه را ایستل کیږي. له نورو لانتانایډي عنصرونو څخه د لوټیټیم جلا کول د ایکسترېکشن (**Extraction**)، ایوني تبادلې یا (**fractional crystallization**) مېتودونو پر مټ ترسره کیږي، خو فلزي لوټیټیم د کلسیم پر مټ له لوټیټیم فلوراید $LuF_۳$ څخه را ایستل کیږي.

ایزوټوپونه یې

طبیعي لوټیټیم له یوه پایښت لرونکي ایزوټوپه ^{۱۷۵}**Lu** چې ډېروالی یې **۹۷,۴۱** سلنه دی، او یوه اوږده عمر لرونکي رادیواکتیفي ^{۱۷۶}**Lu** ایزوټوپه، چې ډېروالی یې **۲,۵۹** سلنه دی، او نیمایي عمر یې ۷۸ , ۳ . ^{۱۰}۱۰ کاله دی، څخه جوړ دی . له نورو **۳۳** رادیواکتیفي ایزوټوپونو څخه یې د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د لوټیټیم-۱۷۴ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۳,۳۱ کاله دی. بل یې د ^{۱۷۳}**Lu** ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱,۳۷ کاله دی. د نورو ټولو رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر ۹ ورځو لنډ دی، د ډېری هغو نیمایي عمر یې تر نیم ساعت هم لنډ دی. دا عنصر ۱۸ هسته یي ایزومیرونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه یې بیا د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{۱۷۷m}**Lu** ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۱۲۰,۴ ورځې دی. بل یې د ^{۱۷۴m}**Lu** ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۱۴۲ ورځې دی. بل یې هم د ^{۱۷۸m}**Lu** ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۲۳,۱ دقیقه دی.

تر لوټیټیم-**۱۷۵** پایښت لرونکي ایزوټوپه مخکې رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې ډول الکتروني اشغال دی، او تر همدغه لوټیټیم-**۱۷۵** ایزوټوپه وروسته رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې ډول بېتا-منفي-تجزیه دی. تر لوټیټیم-**۱۷۵** مخکې ایزوټوپونو د تجزیې په پایله کې د ایتربیم **Yb** ایزوټوپونه جوړیږي، او تر لوټیمیم-**۱۷۵** ایزوټوپه

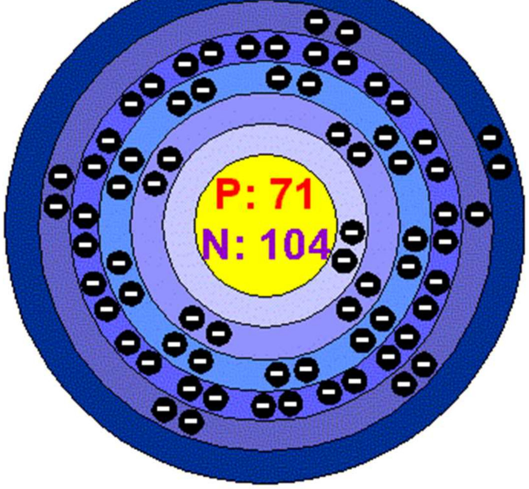
وروسته راديواکتيفي ايزوټوپونو د تجزيې په پايله کې د هافنيم Hf ايزوټوپونه جوړيږي. د دې عنصر د ايزوټوپونو د کتلو شمېرې له ۱۵۰ څخه پيل او پر ۱۸۴ پای ته رسيږي.

د لوټيتيم اتوم

د لوټيتيم کيميايي عنصر د اتوم هسته له ۷۱ پروتونونو او ۱۰۴ نيوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۷۱ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۶ ده، په بله وينا د لوټيتيم اتوم ۶ انرژيکي سويې لري. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په درېيمه کې ۱۸، په څلورمه کې يې ۳۲، په پېنځمه کې يې ۹، او په شپږمه انرژيکي سويه کې يې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۷۵ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د لوټيتيم اتومي کتله ۱۷۴,۹۶۶۸ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Xe]\ 4f^{14}\ 5d^{1}\ 6s^{2}$ سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۷۵ پ. م دی.



انځور: د لوټيټيم د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

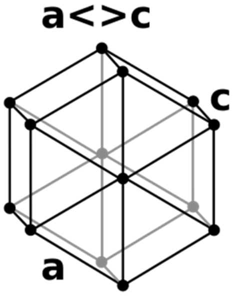
- د لوټيټيم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې **۹,۸۴۰۴** گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۱۶۵۲** ده. (د ک په شمېر **۱۹۲۵** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۳۴۰۲** ده. (د ک په شمېر **۳۶۷۵** ده).
- د بړاس تودوالی يې **۴۱۴** کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې **۲۶,۵** جوله\(کيلوين. موله) دی.
- مولي حجم يې **۱۷,۸** س. م. م\موله دی.

لوټيټيم سپينو زرو ته ورته رنگ لرونکی فلز دی، د ميخانيکي بدلون تر اغېز لاندې په اسانۍ راځي. دا عنصر د لانتانايډي عنصرونو له شمېرڅخه هم د اتومي وزن له پلوه او هم

د کثافت له پلوه تر ټولو ډېر دروند عنصر دی. د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د نورو ټولو لانتانیډي عنصرونو د ویلي کېدو تر درجې لوړه ده . د لانتانیډي کنښکارېلو (**Lanthanide contraction**) اغېز له برکته د دې عنصر ایوني نیم قطرونه د ټولو لانتانیډي عنصرونو تر اتومي نیم قطرونو کم دي.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د لوټیټیم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډیز (هیگزاگونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې **a=۳,۵۰۳ c=۵,۵۵۱** انگسترومه دي.



انځور: د لوټیټیم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډیز (هیگزاگونال) سېستم لري

کیمیایي خواص یې

- د لوټیټیم کووالینسي نیم قطر **۱۵۲** پ. م دی.
- د ایون نیم قطر یې (**e ۳+**) **۸۵** پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې **۱,۲۷** پاولینگه دی.
- الکترودي ځواک یې ۲,۳۰- $Lu \leftarrow Lu^{3+}$ ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجه یې **۳** ده.

- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې **۵۱۳,۰** کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (**۵,۳۲**) الکترون ولټه ده.

لوټیټیم د کوټې د هوا د تودوخې په درجو کې په کلک اکسایډي قشر پوښل کیږي، د تودوخې په ۴۰۰ س. گ درجو کې اکسایډ جوړوي. د تودولو پر مهال له هالوجینونو، سولفور **S** او نورو نافلزونو سره تعامل کوي. دا عنصر له غیرعضوي تېزابونو سره تعامل کوي او مالگې جوړوي. په اوبو کې د لوټیټیم د داسې حلېدونکیو مالگو لکه کلورایډونو، سولفاټونو، اسیټاټونو، نایټراټونو د براسولو پر مهال هایډراټونه جوړیږي. له هایډروفلوریک اسیډ **HF** سره د لوټیټیم د مالگو د اوبو محلولونو د تعامل په پایله کې د لوټیټیم فلوراېډ **LuF_3** ډېر لږ حلېدونکی خټېل پاتې کیږي. همدغه مرکب کېدای شي چې له گازي هایډروجن فلوراېډ **HF** یا فلورینو **F_2** سره د لوټیټیم اکسایډ **Lu_2O_3** د تعامل کولو په پایله کې لاس ته راشي. د لوټیټیم هایډروکسایډ **$Lu(OH)_3$** د ده د په اوبو کې حلېدونکیو مالگو د هایډرولیز (د اوبو تجزیه) پر مټ جوړیږي.

کارونه یې

په لایزرونو کې: د لوټیټیم د ایونونو پر بنسټ لایزري وړانگه جوړیږي. لوټیټیم سکانډاټ، لوټیټیم گالاټ، لوټیټیم الومیناټ، چې هولمیم **Ho** او تولیم **Tm** ورسره لږ لږ گډ شوي وي، داسې وړانگې جوړوي چې د څپې اوږدوالی یې **۲,۶۹** میکرومتره وي، او د نیوډیمیم **Nd** د ایونونو پر مټ د **۱,۰۶** میکرومتر لرونکیو څپو وړانگې جوړوي، په پوځي چارو او طب کې د کارېدونکیو پیاوړیو لایزرونو د تولید لپاره ډېر ښه توکي دي.

د مقناطیسي توکیو په توگه: د لوټیټیم داسې گډوله فلزونه لکه لوټیټیم-وسپنه-الومینیم او لوټیټیم-وسپنه-سیلیکون ډېره لوړه مقناطیسي انرژي، د خواصو ثابتوالی او د کیوري

د تودوخې لوړه درجه لري، خو د دې فلز ډېره لوړه بیه د ده کارونه ډېره محدودوي او هغه هم په ډېرو پازوالو ډګرونو لکه په ځانګړیو څېړنو، تشیال (کیهان) او ځینو نورو کې.

په هسته یي فیزیک او اټومي انرژۍ کې: د لوټیټیم اکسایډ Lu_2O_3 په لړه پیمانه په اټومي تخنیک کې د نیوترونونو د جذبوونکي په توګه، او د نیوترونونو د فعالیت د زیاتوونکیو (**Detector**) په توګه کاریږي. د لوټیټیم مونوکریستالي سیلیکاټ (**LSO**) ، چې په سیریم **Ce** باندې (**doped**) شوی وي، ډېر ښه رڼا کوونکي (**scintillator**) دي او په همدې توګه په هسته یي فیزیک کې د ذرو د کشفولو (پیداکولو)، د بنسټیزو ذرو فیزیک، په هسته یي طب (له هغه شمېر څخه په مقطعي پوزیتروني انځور کښنه (**Positron emission tomography**)) کې کاریږي.

د ډېرې لوړې تودوخې مقاومت لرونکي او ډېرې برېښنا تېروونکي په توګه: د لوټیټیم اکساید Lu_2O_3 د ډېرې لوړې برېښنا تېروونکیو فلزي اکسایډي سیرامیکو د خواصو د عیارولو لپاره کاریږي.

په فلز ویلي کولو کې: کرومیم **Cr** ته د ویلي کولو پر مهال د لوټیټیم وراضافه کول د دغه ګډوله فلز میخانیکي خواص او د ټکنالوجیکي کارونې وړتیاوې ښې کوي. په دې وروستیو کلونو کې د لوټیټیم په وړاندې لېوالتیا ډېره شوې او دا له دې لامله چې د کرومیم او نیکلو پر بنسټ د یو شمېر ډېرې تودوخې تاب لرونکیو توکیو او ګډوله فلزونو ته د لوټیټیم ورګډول د هغوی د کار او استهلاک دوره اوږدوي.

۷۲. هافنیم

هافنیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د شپږمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۷۲ او سېمبول یې Hf دی. د دې عنصر نوم په انګرېزي ژبه کې (**Hafnium**) او په روسي ژبه کې (**Гáфний**) دی. دا یو سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی او د څټک وهلو وړتیا لرونکی فلز دی. د دې عنصر د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره (**۷۴۴۰-۵۸-۶**) ده.

انځور: هافنیم سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی او د څټک وهلو وړتیا لرونکی فلز دی

د کشف تاریخچه او د نامه ریښه یې

دا عنصر پر ۱۹۲۳ ز کال کشف شوی دی.

هافنیم د کیمیاپوهانو له خوا په کمپېښنه خاورینو عنصرونو کې لټول کېده، ځکه چې د کیمیاپوه «دمیتري ایوانوویچ مېندېلېېف» (۱۸۳۴-۱۹۰۷) یا «مندلیف» د دوره یي جدول

د شپږمې دورې جوړښت نامالوم وو . پر ۱۹۱۱ ز کال پرانسي کیمیاپوه «جارج اوربابن» (۱۸۷۲-۱۹۳۸) د نوي عنصر د کشف په اړه خبرتیا ورکړه او دا عنصر ده د «کیلتیم» په نامه ونوماوه. خو په اصل کې موضوع داسې وه چې دا کوم خپلواک عنصر نه بلکې د ایتربیم **Yb** او لوټیټیم **Lu** عنصرونو یو مخلوط وو چې لږه کچه هافنیم **Hf** هم ورسره ګډ وو . وروسته تر هغه کله چې ډنمارکي فیزیکپوه «نیلس هینریک ډېویډ بور» (**۱۸۸۵-۱۹۶۲**) د کوانتومي میکانیکي محاسبو پر بنسټ دا وښوده چې وروستی کمپېښنه خاورین عنصر د ۷۱ شمېرې عنصر دی، نو مالومه شوه چې هافنیم زیرکونیم **Zr** ته ورته یو عنصر دی.

هالېنډي فیزیکپوه «ډیرک کوسټېر» (**۱۸۸۹-۱۹۵۰**)، پر **۱۹۴۳** ز کال د کیمیا په څانګه کې د نوبل ډالۍ ګټونکي هنګري کیمیاپوه «ګیورګ کارل فون خېوېشي» (**۱۸۸۵-۱۹۶۶**) پر **۱۹۲۳** ز کال د «نیلس هینریک ډېویډ بور»، چې د ده د خواصو او ظرفیت (والینس) وړاندوینه یې کړې وه، د پایلو پر بنسټ نارویژي او ګرینلېنډي زیرکونیمونه په پرله پسې ډول د ایکس وړانګې سپیکتروسکوپۍ (**X-ray spectroscopy**) مېتود پر مټ وشنل. د اېشېدونکو تېزابونو د محلولونو پر مټ د زیرکونیم تر مینځلو وروسته پاتې شونو کې د ۷۲ شمېرې عنصر لپاره د موزلي قانون پر بنسټ د رونتګېن ګرام د کرښو له یو بل سره برابرېدنې څېړونکیو ته دا شونتیا ورکړه چې د نوي عنصر د کشف په اړه خبرتیا خپره کړي او دا عنصر یې د هغه ښار په ویاړ ونوماوه چې دا کشف پکې شوی وو . دا ښار د ډنمارک پلازمېنه کوپن هاګن وو چې لاتیني نوم یې (**Hafnia**) دی او د همدغه لاتیني نامه په پام کې نیولو سره یې پر نوي عنصر د «هافنیم» نوم کېښود . تر دې وروسته د «جارج اوربابن»، «ډیرک کوسټېر» او « ګیورګ کارل فون خېوېشي» تر منځ د عنصر د اختراع د لومړیتوب په اړه بحث راپورته شو چې اوږده موده یې دوام وکړ. پر **۱۹۴۹** ز کال د عنصر د «هافنیم» نوم د تیوریکي او عملي کیمیا د نړیوالې ټولنې له خوا پوخ کړای شو او په ټولو ځایونو کې ومنل شو.

لاس ته راوړل یې

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د هافنیم کچه په یو ټن کې د ۴ گرامو شاوخوا کې ده. لکه څنگه چې هافنیم خپل مینرالونه نه لري او تل زیرکونیم Zr ورسره ملگری وي، نو له دې کبله دی د زیرکونیم له کاني ډبرو څخه لاس ته راځي. د زیرکونیم په دغو کانیزو (کاني) ډبرو کې د هافنیم کچه ۲,۵ سلنه ده. زیرکونیم ۴ سلنه هافنیم اکسایډ HfO_2، او د باډیلیټ ZrO_2 مینرال له ۴ تر ۶ سلنې هافنیم اکسایډ HfO_2 لري. په نړۍ کې په یو کال کې په منځني شمېر نږدې ۷۰ ټنه هافنیم رااېستل کېږي او د ده د رااېستلو حجمونه د زیرکونیم د رااېستلو له حجمونو سره مساوي دي. د سکانډیم Sc د ټورټویټیټ $(Sc,Y)_2Si_2O_7$ مینرال یو هېښنده خاصیت لري او هغه دا چې په دغه مینرال کې د هافنیم کچه د سلنې په نسبت د زیرکونیم تر کچې څو گرایه زیاته ده او دا حالت په سکانډیم او هافنیم باندې د ټورټویټیټ د وېش لپاره ډېر مهم دی.

ایزوټوپونه یې

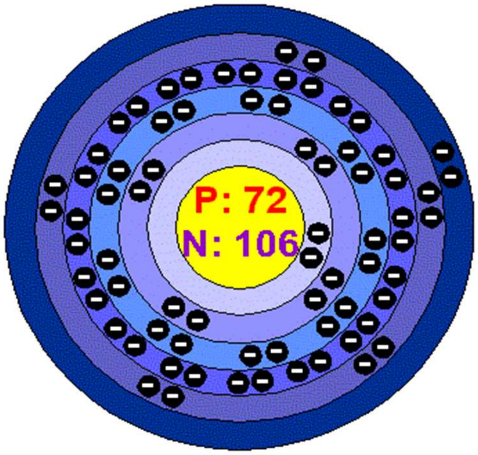
طبیعي هافنیم له ۵ پایښت لرونکیو ایزوټوپونو ^{176}Hf، ^{177}Hf، ^{178}Hf، ^{179}Hf، ^{180}Hf او یوه اوږده عمر لرونکي رادیواکتیفي ^{174}Hf ایزوټوپه، چې نیمایي عمر یې 2×10^{15} کاله دی، جوړ دی. همدا راز د دې عنصر نور ۳۰ رادیواکتیفي ایزوټوپونه هم پېژندل شوي چې د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د هافنیم-۱۸۲ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې $8,9 \times 10^{6}$ کاله دی. له نورو ټولو رادیواکتیفي ایزوټوپونو څخه یې د یوه ایزوټوپ نیمایي عمر هم تر ۱,۸۷ ورځو اوږد نه ده دی، د ډېری نیمایي عمر یې تر یوې دقیقې پورې دی. دا عنصر ۲۷ هسته یي ایزومیرونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه یې بیا تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د $^{178m2}Hf$ ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۳۱ کاله دی.

د هافنيم اتوم

د هافنيم د اتوم هسته له ۷۲ پروتونونو او ۱۰۶ نيوترونونو جوړه ده . د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۷۲ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۶ ده، په بله وينا د هافنيم اتوم ۶ انرژيکي سوېې لري. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په درېيمه کې يې ۱۸، په څلورمه کې يې ۳۲، په پېنځمه کې يې ۱۰، او په شپږمه انرژيکي سويه کې يې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۷۸ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د هافنيم اتومي کتله ۱۷۸,۴۹ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Xe]4f^{14}5d^{2}6s^{2}$ سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۲۷ پ. م دی.



انځور: د هافنيم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د هافنیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۱۳,۳۱** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۲۲۳۳** ده. (د ک په شمېر **۲۵۰۶** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۴۶۰۳** ده. (د ک په شمېر **۴۸۷۶** ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۲۵,۱** کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې **۵۷۵** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۵,۷** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې **۱۳,۶** س. م. م\موله دی.

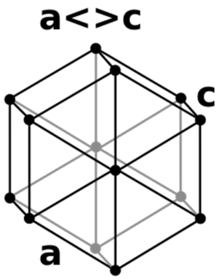
هافنیم یو ځلاند، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی، کلک او د ویلي کېدو د لوړې درجې لرونکی فلز دی. وړه شوې (میده) بڼه یې تېینګ خړ، نږدې تور رنګ لري؛ خپ وي، ځلا نه لري.

دا عنصر د تودوخیزو (سون) نیوترونونو د اشغال لوړه مقطع لري (د ایزوټوپونو د طبیعي مخلوط هغه یې **۱۱۵** بارنه ده). په داسې حال کې چې د ده د کیمیایي ملګري او د ده په څېر بل عنصر زیرکونیم د اشغال مقطع **۳** ګرایه کمه ده، یانې ^{1}-۲۰۱۰ بارنه ده. پر دې بنسټ هغه زیرکونیم چې د اټومي بټۍ د تودوخیز پیل (تودوخه ورکوونکي پیل) په جوړولو کې کارېږي باید چې له هافنیمه په کره ډول پاک کړای شي. د دې عنصر یو له کمپېښنه طبیعي ایزوټوپونو څخه د ^{174}**Hf** ایزوټوپ کمزوری الفا-فعالیت ښیي.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د هافنیم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډیز (هیګزاګونال) سېستم لري.

- د جالۍ پارامترونه یې a=۳,۱۹۶ c=۵,۰۵۱ انگسترومه دی.



انځور: د هافنیم د بلوري جالۍ جوړښت شپږ څنډیز (هیگزاگونال) سېستم لري.

کیمیايي خواص یې

- د هافنیم کووالینسي نیم قطر ۱۴۴ پ. م دی.
- د ایون نیمايي قطر یې (+۴e) ۷۸ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۱,۳ پاولینگه دی.
- الکترودي ځواک یې صفر ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجه یې ۴ ده.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۵۷۵,۲ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۵,۹۲) الکترون ولټه ده.

هافنیم لکه د ټېنټالیم Ta په څېر د ده له پاسه د نري غیر فعال اکسایډي قشر د جوړېدو له کبله یو غیر فعال عنصر دی. په ټوله کې د هافنیم کیمیايي پایداري د ده د بلې کیمیايي جوړې (کیمیايي ملگري) زیرکونیم په پرتله ډېره ده.

د دې عنصر تر ټولو ډېر ښه حلوونکي هايډروفلوريک اسيډ (HF) ، يا د هايډروفلوريک اسيډ او نايټريک اسيډ (HNO_3) مخلوط، همدا راز سلطاني تېزاب HCl ۳ + HNO_3 دي.

دا عنصر د تودوخې په لوړو (تر ۱۰۰۰ کيلوين لوړو) درجو کې اکسايډ جوړوي، خو په اکسيجن O_2 کې سوځي . له هالوجينونو (هالوجيني عنصرونو) سره تعامل کوي . د پايدارۍ له پلوه د تېزابونو په وړاندې داسې دی لکه ښيښنه. دی هم د زيرکونيم په څېر په اوبو نه لنديږي (يانې هايډروفوبي (hydrophobe) خاصيت لري) .

انځور : هافنيم ډای اکسايډ HfO_2 سپين بلورونه (کريستالونه) دي چې په اوبو کې نه حليږي

د هافنيم مهم مرکبونه

د دوه ظرفيتي هافنيم مرکبونه:

۱. د هافنیم برومایډ $HfBr_2$ مرکب، دا یو جامد او د تور رنګ لرونکی توکی دی، په هوا کې پخپله اور اخلي. د تودوخې په ۴۰۰ س. ګ درجو کې تجزیه، په هافنیم **Hf** او هافنیم تیترابرومایډ Br_4Hf وېشل کیږي.

۲. د $Hf(HPO_4)_2$ مرکب، دا یو سپین ختېپل دی، په سولفوریک اسیډ H_2SO_4 او هایډروفلوریک اسیډ **HF** کې د حلېدو وړ دی. د فاسفوریک اسیډ H_3PO_4 پر مټ د هافنیم **(II)** د مالګو له محلولونو څخه لاس ته راځي.

د درې ظرفیتي هافنیم مرکبونه:

۳. د هافنیم برومایډ $HfBr_3$ مرکب، دا تور او شین رنګه توکی دی. د تودوخې په ۴۰۰ س. ګ درجو کې له خپل ځان سره تعامل کوي او په هافنیم ډای برومایډ $HfBr_2$ او هافنیم تیترابرومایډ Br_4Hf وېشل کیږي. دا مرکب د هایډروجن H_2 په اتموسفیر کې د هافنیم تیترابرومایډ Br_4Hf په تودولو یا د فلزي الومینیم **Al** پر مټ لاس ته راځي.

د څلورظرفیتي هافنیم مرکبونه:

۴. د هافنیم اکسایډ HfO_2 مرکب، دا بې رنګه مونوکلینک بلورونه دي، کثافت یې په یو س. م. م کې ۹,۹۸ ګرامه دی، یا بې رنګه تیتراګونال بلورونه دي، چې کثافت یې په یو س. م. م کې ۱۰,۴۷ ګرامه دی. د دې تیتراګونال بلورونو بڼې د ویلي کېدو تودوخه ۲۹۰۰ س. ګ درجې ده، په اوبو کې لږ حلیږي، د زیرکونیم ډای اکسایډ ZrO_2 په پرتله تر ډېره بریده بنسټیز (بازي) خاصیت لري او کتالیستي خواص ښیي. د هافنیم اکسایډ مرکب په اکسیجن O_2 کې د فلزي هافنیم په تودولو یا د هافنیم هایډروکسایډ $Hf(OH)_4$، هافنیم ډای اکسالاټ، یا هافنیم ډای سولفاټ $Hf(SO_4)_2$ په سره کولو (ډېرې تودوخې ورکولو) سره لاس ته راځي.

۵ . د هافنیم هایډروکسایډ $Hf(OH)_4$ مرکب، دا سپین ختېبل دی، د الکلیو او هایډروجن پراکسایډ H_2O_2 په وراضافه کولو سره حلیږي او پراکسوهافناټونه جوړوي . دا مرکب د ځلورظرفیتي هافنیم د مالګو د تودولو پر مهال د ژور هایډرولیز پر مټ، یا د الکلیو پر مټ د هافنیم (IV) د مالګو د محلولونو په پاکولو سره لاس ته راځي.

۶ . د هافنیم فلورایډ HfF_4 مرکب، دا بې رنګه بلورونه دي، د تودوخې په ۱۰۲۵ س . ګ درجو کې ویلي کیږي؛ کثافت یې په یو س. م. م کې ۷,۱۳ ګرامه دی. په اوبو کې د حلېدو وړ دی . د نایټروجن N_2 په بهیر کې د تودوخې په ۳۰۰ س . ګ درجو کې د دې $(NH_4)_2[HfF_6]$ مرکب په تودوخیزې تجزیې سره لاس ته راځي.

۷ . د هافنیم تیتراکلورایډ $HfCl_4$ مرکب، دا یو سپین پوډر دی، د تودوخې په ۳۱۷ س. ګ درجو کې تصعید کیږي (جامد توکی په ګاز حالت بدلېدل) . د تودوخې په ۴۳۲ س . ګ درجو کې ویلي کیږي. پر هافنیم Hf ، هافنیم کاربیډ HfC ، یا له سکرو (کاربون) سره د هافنیم (II) اکسایډ پر مخلوط باندې د کلورینو Cl_2 د ورتویولو او اغېز کولو پر مټ لاس ته راځي.

۸ . د هافنیم برومایډ $HfBr_4$ مرکب، بې رنګه بلورونه دي. د تودوخې په ۳۲۲ س. ګ درجو کې تصعید کیږي. د تودوخې په ۴۲۰ س. ګ درجو کې ویلي کیږي. له سکرو (کاربون) سره د هافنیم (II) اکسایډ پر مخلوط باندې، چې تر ۵۰۰ س. ګ درجو پورې تودوخه ولري، د برومینو Br_2 د بړاسونو د اغېز پر مټ لاس ته راځي.

۹ . د هافنیم ایوډایډ HfI_4 مرکب، زیړ بلورونه دي. د تودوخې په ۴۲۷ س. ګ درجو کې تصعید کیږي . د تودوخې په ۱۴۰۰ س . ګ درجو کې سره جلا کیږي (انفکاک کوي) . د تودوخې په ۳۰۰ س . ګ درجو کې له ایوډینو I_2 سره د هافنیم Hf د تعامل پر مټ لاس ته راځي.

کارونه يې

د هافنيم د کارولو تر ټولو لويې او بنسټيزې څانګې د ايروکيهاني تخنيک لپاره د ګډوله فلزونو توليد ، اټومي صنعت، او ځانګړي اوپټيک دي.

۱. په اټومي تخنيک کې د نيوترونونو د اشغال په برخه کې د هافنيم وړتيا کاريږي، همدا راز په اتومي صنعت کې کارونه، دا کارونه يې د اټومي بيټو د عيارونکيو ميلو، په ځانګړي سيراميک او ښيښه کې کارونه ده. دلته د هافنيم اکسايډ ، هافيم کاربيډ ، هافنيم اکسوکاربيډ ، هافنيم هافناټ، د ډيسپروزيم هافناټ، او د ليتيم هافناټ کاريږي . د هافنيم ډای بورايډ HfB_2 وړتيا او ښه والی دا دی چې د بورون B د سوځېدو پر مهال د هيليم He او هايډروجن H_2 ډېر لږ ګاز خوشي کوي.

۲. له دې لامله چې دا هافنيم اکسايډ مرکب يې د تودوخې په وړاندې لوړ مقاومت لري (د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. ګ په شمېر ۲۷۸۰ ده) او د ماتېدو ضريب يې ډېر لوړ دی، په اوپټيک کې کاريږي. د هافنيم د کارېدنې لوی ډګر د ځانګړيو ښيښو توليد ، همدا راز د ځانګړي لوړ کيفيت لرونکي اوپټيکي وسايل، د هېندارو د يو مخ پوښول، په شپه کې د ليدلو وسايل، او ترموګرافيک دوربين (**thermographic camera**) دي . د هافنيم فلورايډ د کارېدنې ډګر هم دې ته ورته دی.

۳. د هافنيم کاربيډ **HfC** او هافنيم بورايډ HfB_2 (هافنيم ډای بورايډ) (د ويلي کېدو درجه يې ۳۲۵۰ س. ګ تودوخه ده) د نه زړېدونکي پوښ په توګه او د ډېرو کلکو ګډوله فلزونو په توليد کې کاريږي. سربېره پر دې هافنيم کاربيډ يو له هغو مرکبونو څخه دی چې د ويلي کېدو درجه يې ډېره لوړه ده، يانې د س ګ په ۳۹۲۰ درجو تودوخه کې ويلي کيږي، او د کيهاني توغنديو د انجنونو د نوزل (**rocket engine nozzle**) او د ګازي فاز اټومي رياکتيفي توغنديو انجنونو د ځينو پرزو په جوړولو کې کاريږي.

۴ . هافنیم په پرتلیزه توګه د الکترونونو د وتلو ټیټ کار لري (۳,۵۳ الکترون ولټه) ، ځکه خو د الکتروني خلایي ګروپونو د کتودونو ، او د الکتروني توپونو په جوړولو کې کاریږي . همدا رنګه د ده د ویلې کېدو لوړه درجه دا شونتیا برابروي چې هافنیم په ارګون Ar کې د فلزونو د ابشولو په تېره بیا په کاربون ډای اکسایډ CO_2 کې د لږ کاربون لرونکیو پولادو د جوړولو لپاره د الکترودونو (کتودونو) په جوړولو کې کاریږي . په کاربون ډای اکسایډ کې د دې ډول الکترودونو مقاومت له تنګستني W کتودونو څخه ۳,۷ ګرایه لوړ دی .

۵ . د ټېنټالیم-تنګستن-هافنیم ګډوله فلزونه د ګازي فاز اټومي توغندیزو انجنونو کې د سونتوکیو د ورکولو او پمپ کولو لپاره تر ټولو ډېر ښه ګډوله فلزونه دي .

۶ . هغه ټیټانیم Ti چې هافنیم ورسره ګډ شوی وي د بېړیو د پرزو په تولید کې کاریږي؛ هغه نیکل Ni چې هافنیم ورسره ګډ شوی وي د ده کلکوالی او زنګ نه وهلو مقاومت زیاتوي .

۷ . د ټېنټالیم-هافنیم کاربیډ (Ta_4HfC_5) . ټېنټالیم ته د هافنیم ورزیاتول په هوا کې د اکسایډ جوړولو پر وړاندې د ده مقاومت زیاتوي، د ده له پاسه د پېچلیو اکسایډونو کلک قشر جوړوي او دا قشر د تودوخې د لوړو درجو ناڅاپي بدلونونو او تودوخیزو ګوزارونو پر وړاندې ډېر مقاومت لري . دې خواصو یې دا شونتیا برابره کړه چې د توغندیز تخنیک لپاره ډېر مهم ګډله فلزونه ترې جوړ شي . د توغندیو د نوزل (nozzle) لپاره د هافنیم او ټېنټالیم یو له ډېرو ښو ګډوله فلزونو څخه تر ۲۰ سلنې هافنیم لري . همدا راز د فلزونو د هوایي-پلازمایي او اکسیجني-لمبه یي پرې کولو لپاره د الکترودونو په تولید کې د هافنیم - ټېنټالیم کارونه لوی اقتصادي اغېز لري . د دې ګډوله فلز د کاروني تجربې (هافنیم ۷۷ سلنه، ټېنټالیم ۲۰ سلنه، تنګستن ۲ سلنه، سپین زر ۰,۵ سلنه، سیزیم ۰,۱ سلنه، کرومیم ۰,۴ سلنه) ښودلې چې په خپل کار کې یې د نره هافنیم په پرتله ۹ ګرایه زیاته زېرمه ښودلې ده .

۸ . کوبالټ Co ته د هافنيم ورګډول د ده د ډېرې ګډوله فلزونو کلکوالی زياتوي، په نلليکو جوړولو ، پيټرولي صنعت، کيميايي صنعت، او خوراکي صنعت کې ډېر مهم دي.

۹ . د هافنيم کاربيډ HfC (چې ۲۰ سلنه هافنيم کاربيډ پکې وي) او ټېنټاليم کاربيډ TaC (چې ۸۰ سلنه ټېنټاليم کاربيډ ولري) هغه ګډوله فلزونه دي چې د ويلي کېدو ډېره لوړه درجه لري، يانې د س.ګ په ۴۲۱۲ درجو تودوخه کې ويلي کيږي.

۱۰ . د هافنيم اکسايډ پر بنسټ جوړ شوي برېښنا نه تېروونکي (عايق) به د راتلونکې لسيزې په بهير کې په ميکروالکترونيک کې د دويز سيليکون مونوکسايډ SiO ځای ونيسي. له ۲۰۰۷ ز کاله راهيسې د هافنيم ډای اکسايډ د ۴۵ نانومتره (Intel Penryn) کمپيوټري پروسيسرونو کې کاريږي . همدا راز هافنيم سيليسايډ HfSi د برېښنا نه تېروونکي په توګه په الکترونيک کې کاريږي. د هافنيم او سکانډيم Sc ګډوله فلزونه په ميکروالکترونيک کې کاريږي. هافنيم د لوړ کيفيت ګڼ قشريزو رونتګېني هېندارو په توليد کې کاريږي.

۷۳ . ټېنټاليم

ټېنټاليم د کيميايي عنصرونو د دوره يي جدول د شپږمې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې ۷۳ او سېمبول يې Ta دی. د دې عنصر نوم په لاتيني ژبه کې (Tantalum)، په انګريزي کې (Tantalum) او په روسي ژبه کې (Танта́л) دی . دا عنصر په عادي شرايطو کې يو ځلاند، سپينو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی. د تت اکسايډي قشر د جوړولو لامله لږلږ سرپو ته ورته وي. د دې عنصر د ثبت د سي اې اېس (CAS) شمېره (۷-۲۵-۷۴۴۰) ده.

انځور: ټېنټاليم يو دروند، سپينو زرو ته ورته او خړ رنګ لرونکی فلز دی

تاريخچه يې

ټېنټاليم پر ۱۸۰۲ ز کال سويډني کيمياپوه «انډيرس ګوستاف ايکيبرګ» (۱۷۶۷-۱۸۱۳) کشف کړی دی. ده دا عنصر په هغو دوو مينرالونو کې کشف کړی وو چې په فنلېنډ او سويډن کې موندل شوي ول. خو په نړه ډول يې ونه شو کولای چې لاس ته يې راوړي. د لاس ته راوړلو د ستونزمنوالي له کبله دا عنصر د لرغونيو يوناني اسطورو د اتل (Tantalus) «ټېنټالوس» په نامه ونومول شو.

په راوروسته وختونو کې ټېنټاليم او نيوبيم Nb يو شی ګڼل کېدل. يوازې پر ۱۸۴۴ ز کال الماني کيمياپوه «هاينريش روسه» (۱۷۹۵-۱۸۶۴) دا ثبوت کړه چې د کولمبيټ-ټېنټاليټ (کولټان) $(Fe,Mn)(Nb,Ta,Ti)_2O_6$ مينرال په خپل ترکيب کې دوه بېلابېل عنصرونه لري او هغه د نيوبيم Nb او ټېنټاليم Ta عنصرونه دي.

د کرېدو راکرېدو ور ټېنټاليم لومړی ځل الماني پوهاند «ويرنر فون بولټون» (۱۸۲۸-۱۹۱۲) پر ۱۹۰۳ ز کال لاس ته راوړ. د ټېنټاليم لومړنۍ صنعتي ټوټه پر ۱۹۲۲ ز کال لاس ته راوړل شوه، او هغه مهال دا ټوټه د اورلگيت د خلي د سر په کچه وه. هغه مهال دا عنصر د برېښنا په (rectifier) او راډيو گروپونو (الکتروني گروپونو) کې پر کار ولوېد. د ټېنټاليم کارنده توليد د دويمې نړيوالې جگړې په پای کې پيل شو.

په طبيعت کې د ټېنټاليم شتون

ټېنټاليم يو کمپېښه فلز دی، د ځمکې په پاسني کلک قشر کې يې کچه ۰،۰۰۰۲ سلنه ده. په طبيعت کې د دوو ايزوټوپونو په ډول موندل کيږي او هغه يو د ^{181}Ta پايښت لرونکی ايزوټوپ دی چې د ډېروالي له پلوه ۹۹،۹۸۷۷ سلنه دی. دويم يې د ^{180}Ta راديواکتيفي ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې 10^{15} کاله دی او د ډېروالي له پلوه ۰،۰۱۲۳ سلنه دی. دا دويم يې د ^{180}Ta ايزوټوپ ډېر پايښت لرونکی هسته يي ايزومير دی، چې نيمايي عمر يې تر ۸ ساعتو لږ څه زيات دی.

د ټېنټاليم نږدې ۲۰ مينرالونه پېژندل شوي او هغه د کولمبيټ-ټېنټاليټ $(Fe,Mn)(Nb,Ta,Ti)_2O_6$ ، ووډجينيټ $Mn^{2+}(Sn,Ta)Ta_2O_8$، لوپاريټ $(Na,Ce,Ca,Sr,Th)(Ti,Nb,Fe)O_3$، منگانوټېنټاليټ (Tantalite-(Mn)) $MnTa_2O_6$ او نور دي. همدا راز نور څه د پاسه ۲۰ مينرالونه شته چې ټېنټاليم په خپل ترکيب کې لري. دا ټول د ځمکې په دننه کې د مينرالونو له جوړېدو (Endogenous mineralization) سره تړاو لري. د ټېنټاليم په مينرالونو کې تل نيوبيم Nb هم شتون لري ځکه چې د دوی فيزيکي او کيميايي خواص يو بل ته ورته دي. ټېنټاليم يو تيت شوی عنصر دی، ځکه چې له ډېرو کيميايي عنصرونو سره د بڼې يو ډول والی (ايزومورفيزم) لري.

کانونه یې

د ټېنټالیم لرونکیو کاني ډېرو تر ټولو ډېر لوی کانونه په پرانسه، مصر، تایلېنډ او چین کې دي. همدا راز په موزمبق، استرالیا، نایجیریا، کاناډا، برازیل، په همګټو هېوادو، کانګو دموکراتیک جمهوریت او مالیزیا کې شتون لري. په دوی کې بیا تر ټولو ډېر ستر نړیوال کان د استرالیا د لویدیزې استرالیا ایالت د «پیرت» ښار سویل لور ته په ۲۵۰ کیلومترۍ کې دی.

ایزوټوپونه یې

ټېنټالیم یوازې دوه پایښت لرونکي ایزوټوپونه لري او هغه یو د ^{181}Ta ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې ۹۹,۹۸۸ سلنه دی. دویم یې د $^{180m1}Ta$ ایزوټوپ دی چې ایزوټوپي ډېروالی یې ۰,۰۱۲ سلنه دی. د $^{180m1}Ta$ په اصل کې هسته یې ایزومیر دی. د اټکلونو له مخې دا هسته یې ایزومیر د تجزیې درې ډولونه لري چې هغه اصلي یانې ^{180}Ta حالت ته ایزومیري تېرېدنه، د تنګستن د ^{180}W بېټا - تجزیه، یا د هافنیم د ^{180}Hf ایزوټوپ الکتروني اشغال دی. خو د دغه هسته یې ایزومیر رادیواکتیفیت هیڅ مهال نه دی لیدل شوی.

همدا راز د دې عنصر ۳۵ نور رادیواکتیفي ایزوټوپونه هم پېژندل شوي چې د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{179}Ta ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱,۸۲ کاله دی. بل یې د ^{182}Ta ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۱۴,۴۳ ورځې دی. بل یې د ^{183}Ta ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۵,۱ شواروزه دی. بل یې د ^{177}Ta ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۵۲,۵۲ ساعته دی. د نورو ټولو رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمایي عمر یې له یوې ورځې سره مساوي دی، د ډېری هغو نیمایي عمر یې تر یوه ساعته پورې

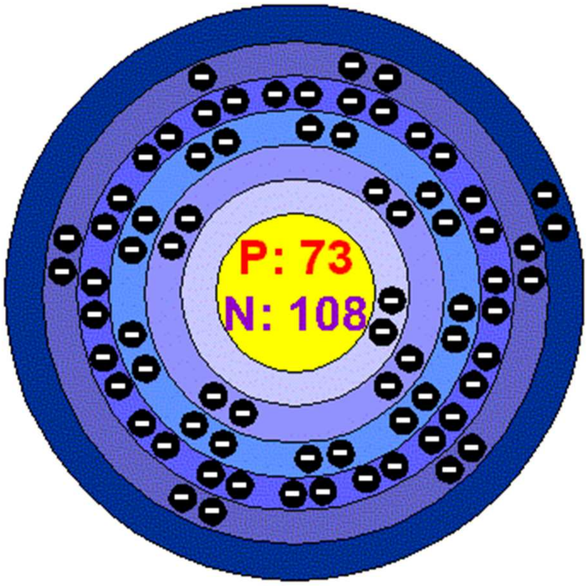
دی. دا عنصر ګڼ شمېر هسته يي ايزوميرونه لري چې د دوی له شمېر څخه يې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی (پرته له $^{180m1}Ta$ څخه) د $^{178m1}Ta$ ايزومير دی چې نيمايي عمر يې **۲,۳۶** ساعته دی. د دې عنصر د ايزوټوپونو د کتلو شمېرې له **۱۵۵** څخه پيل او پر ۱۹۰ پای ته رسيږي.

د ټېنټاليم اتوم

د ټېنټاليم د اتوم هسته له **۷۳** پروتونونو او ۱۰۸ نيوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې **۷۳** الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۶ ده، په بله وينا دا عنصر ۶ انرژيکي سويې لري. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په دريمه کې يې ۱۸، په څلورمه کې يې **۳۲**، په پينځمه کې يې ۱۱، او په شپږمه انرژيکي سويه کې يې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۸۱ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د ټېنټاليم اتومي کتله **۱۸۰,۹۴۷۸۸** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Xe]\ 4f^{14}\ 5d^{3}\ 6s^{2}$ سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې **۱۴۹** پ. م دی.



انځور: د ټېنټاليم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص يې

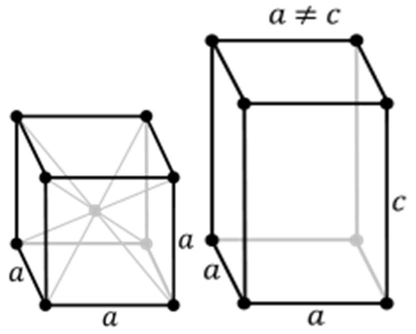
- د ټېنټاليم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې **۱۶,۶۵** گرامه ده.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س.گ په شمېر **۳۰۱۷** ده. (د ک په شمېر **۳۲۹۰** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س.گ په شمېر **۵۴۵۸** ده. (د ک په شمېر **۵۷۳۱** ده).
- د ويلي کېدو تودوالی يې **۳۶,۷** کیلوجوله\موله دی.
- د براس تودوالی يې **۷۵۸** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې **۲۵,۳۹** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم يې **۱۰,۹** س. م.م \موله دی.

د ټېنټالیم د ویلي کېدو درجه ډېره لوړه ده، یانې په ۳۰۱۷ س. ګ درجو تودوخه کې ویلي کیږي. د س. ګ په ۵۴۵۸ درجو تودوخه کې په ایشېدو راځي. له دې سره سره چې ډېر کلک دی خو بیا هم لږ سره زر د کږېدو راکږېدو وړ دی. سوچه ټېنټالیم په اسانۍ تر میخانیکي بدلون او فشار لاندې راتلای شي؛ په اسانۍ قالب کېدای شي، په مزي (سیم) باندې بدلېدای شي، او د میلي متر د په سلګونو برخې نرۍ پاڼې ترې جوړېدای شي. دا فلز یو ډېر ښه ګازجذبوونکی دی، د تودوخې په ۸۰۰ س. ګ درجو کې کولای شي چې ۷۴۰ حجمه ګاز جذب کړي. د پارامقناطیسي کېدو خواص لري. د تودوخې تر ۴,۴۵ څخه ټیټو کیلوین درجو کې د برېښنا ډېر تېروونکي حالت خپلوي.

ټېنټالیم دوه بلوري (کریستالي) بڼې یا فازونه لري چې هغه الفا او بېټا ټېنټالیم دی. الفا بڼه یې څه ناڅه د کږولو راکږولو وړ ده او نرمه ده؛ د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي منځډک سېستم لري. فضایي ګروپ یې Im۳m دی. بېټا بڼه یې کلکه خو ژرماتېدونکې ده. د ده د بلوري جالۍ جوړښت څلورڅنډیز (تیتراګونال) سېستم لري.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د ټېنټالیم د بلوري جالۍ جوړښت: د الفا بڼې هغه یې مکعبي منځډک سېستم لري. د بېټا ټېنټالیم بڼه یې څلورڅنډیز (تیتراګونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې ۳,۳۱۰ انګسترومه دی.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې ۲۲۵,۰۰ کیلوینه ده.



انځور: د ټېنټالیم د بلوري جالۍ جوړښت: د الفا بڼه یې مکعبي منځدک سېستم لري او د بېټا بڼه یې څلورځنډیز (تیترا ګونال) سېستم لري.

کیمیايي خواص یې

- د ټېنټالیم کووالینسي نیم قطر ۱۳۴ پ. م دی.
- د ایون نیمايي قطر یې (**e ۵**+) ۲۸ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې **۱,۵** پاولینګه دی.
- الکترودي څواک یې صفر ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجه یې **۵** ده.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۷۲۰,۱ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۷,۸۸) الکترون ولټه ده.

ټېنټالیم په عادي شرایطو کې لږ فعال دی، په هوا کې یوازې د تودوخې په ۲۸۰ س. ګ درجو کې اکسایډ جوړوي او د ټېنټالیم پېنټاکسایډ **Ta_2O_5** په قشر پوښل کېږي؛ له هالوجینونو سره د تودوخې تر ۲۵۰ څخه لوړو س. ګ درجو کې تعامل کوي. د تودولو پر مهال له کاربون **C**، بورون **B**، سیلیکون **Si**، فاسفورس **P**، سیلینیم **Se**، ټیلوریم **Te**، اوبو **H_2O**، کوبالټ **Co**، کاربون ډای اکسایډ **CO_2**، نوبیلیم **No**، هایډروجن کلورایډ **HCl** او هایډروجن سولفیډ **H_2S** سره تعامل کوي.

له کیمیایي پلوه نره ټېنټالیم د اوبلنو الکلي فلزونو، د ډېرى عضوي او غیرعضوي تېزابونو، همدا راز د نورو ډېرو تعرضي چاپېریالونو (پرته له ویلي شویو الکلیو څخه) د اغېز په وړاندې بشپړ پایدار دی. د کیمیایي کشفوونکیو توکیو په وړاندې ټېنټالیم ښیښې ته ورته دی. دا فلز په تېزابونو او مخلوطونو، ان په سلطاني تېزابو ۳ + HNO_3 HCl کې هم حلیږي. د هایډروفلوریک اسیډ HF او نایټریک اسیډ (HNO_3) په مخلوط کې حلیږي. د هایډروفلوریک اسیډ تعامل د دې فلز یوازې له دوړې (گرد) سره شونی دی چې له چاودنې سره مل وي. د سولفوریک اسیډ H_2SO_4 د اغېز په وړاندې ډېر پایدار دی؛ د تودوخې په ۲۰۰ س. گ درجو کې په دغو تېزابو کې دا فلز په کال کې ۰,۰۰۲ میلي متره زنگ وهي. په بې اکسیجه ویلي شویو الکلي فلزونو، یانې لیتیم، سوډیم، پوتاسیم، روبیډیم، سیزیم او د دوی په سرو (ډېرو تودو شویو) بړاسونو کې پایدار دی.

لاس ته راوړل یې

د ټېنټالیم او د ده د گډوله فلزونو د تولید بنسټیز اوم توکی ټېنټالیمي او لوپاریټي ټېنگتوکي (کونسنټراتونه) دي، چې ۸ سلنه ټېنټالیم پینټاکسایډ Ta_2O_5 لري، همدا راز ۲۰ او تر دې زیاته سلنه نیوبیم پینټاکسایډ Nb_2O_5 لري. دا ټېنگتوکي د تېزابونو یا الکلیو پر مټ تجزیه کیږي، لوپاریټي ټېنگتوکي یې د کلورینو Cl_2 پر مټ تجزیه کیږي (کلوریني کیږي). د ټېنټالیم Ta او نیوبیم Nb جلا کول د ایکسټرېکشن (**Extraction**) عملیې پر مټ سرته رسیږي. فلزي ټېنټالیم زیاتره د کاربون C پر مټ له ټېنټالیم پینټاکسایډ Ta_2O_5 څخه لاس ته راځي، یا یې هم له ویلي شویو توکیو څخه د الکتروکیمیایي مېتو پر مټ لاس ته راځي. د ټېنټالیم د یو ټن ټېنگتوکي د لاس ته راوړلو لپاره اړینه ده چې ۳۰۰۰ ټنه کاني ډبرې یې چاڼ شي.

کارونه یې

- ټېنټالیم د تودوخې د ډېرې لوړې درجې طاقت لرونکیو او زنګ نه وهونکیو ګډوله فلزونو کې کارېږي؛
- د کیمیایي صنعت لپاره په ځانګړي سامان الاتو، په (**spinneret plate**) ټیکلیو، د لابراتواري لوښیو په جوړولو، د کمیېښه خاورینو عنصرونو، همدا راز د ایتریم **Y** او سکانډیم **Sc** د ویلي کولو لپاره د ځانګړیو سترو ځمځیو په جوړولو کې کارېږي؛
- د اټومي-انرژیکي سېستمونو لپاره د تودوخې تبادله کوونکیو کې کارېږي (ټېنټالیم د ویلي شوي سیزیم او د ده د ډېرو سره شویو براسونو په وړاندې تر ټولو فلزونو ډېر مقاومت کوونکی دی)؛
- د ټېنټالیم نرۍ پاڼې او مزي یې په جراحۍ کې د بدن د غړیو د یو ځای کولو، د ووېونو، عصبونو د ګنډلو، د بدن د مصنوعي غړیو په جوړولو کې کارېږي؛
- د ټېنټالیم سیم (مزی) په کمپیوټري تخنیک کې کارېږي؛
- د پوځي مهماتو د کارتوسو ګولیو ته په پاسني پوښ ورکولو کې د دې لپاره کارېږي، چې پر هدف باندې یې ګوزار ماتوونکی، له منځه وړونکی او اغېزمن وي؛
- ټېنټالیم او نیوبیم د الکترولیتي (**electrolytic capacitor**) تولید لپاره کارېږي چې تر الومینیمي الکترولیتي کونډېنساتورونو ډېر باکیفیته دي؛
- ټېنټالیم له دې کبله چې د ښایسته ښلابېلو رنګونو (سرې زرغونې رنګونو) اکسایډ له پاسه پرې جوړېږي، په دې وروستیو کلونو کې د زرګرۍ فلز په توګه کارېږي؛
- ټېنټالیم-۱۸۲ په اټومي-فیزیکي لابراتوارونو کې کارېږي؛ د ټېنټالیم- ۱۸۰ m ۲ هسته یې ایزومیر چې د اټومي بټیو په جوړښتیزو توکیو کې زېرمه کیږي، د

هافنیم-۱۷۸m۲ ایزومیر تر څنگ کولای شي چې د وسلې او ځانګړیو ترانسپورتي وسایلو په جوړولو کې د ګاما- وړانګو د سرچینې په توګه خدمت وکړي.

- د امریکا متحدو ایالتونو د ستاندارتونو بیورو او د پرانسې د وزنونو او اندازه کولو نړیواله بیورو ټېنټالیم د پلاتین پر ځای کاروي؛
- ټېنټالیم بیریلیډ زښت ډېر کلک او په هوا کې د تودوخې تر ۱۲۵۰ س. ګ درجو پورې پایدار دی، او په کیهاني تخنیک کې کارېږي؛
- د ټېنټالیم کاربیډ TaC، چې د تودوخې په ۳۸۸۰ س. ګ درجو کې ویلي کیږي، کلکوالی الماسو ته نږدې دی، د ډېرو کلکو ګډوله فلزونو په تولید کې کارېږي، چې د هغوی له شمېر څخه د تنګستن W او ټېنټالیم د کاربیډونو مخلوط هم دی. دا ګډوله فلزونه د لویو او ډېرو پیاوړیو برمو، چې ډېرې هم برمه کولای شي، په تولید کې کارېږي. همدا راز نور ډېر کلک ګوزاریز وسایل هم ترې جوړېږي.
- ټېنټالیم پینټاکسایډ Ta_2O_5 په اټومي تخنیک کې د داسې ښیښو، چې ګاما- وړانګه جذبوي، په جوړولو کې کارېږي. د دې ډول ښیښې یو تر ټولو ډېر کارېدونکی ترکیب دا دی: سیلیکون ډای اکسایډ SiO_2، ۲ سلنه، د سرپو مونوکسایډ PbO، ۸۲ سلنه، بورون ترای اکسایډ B_2O_3، ۱۴ سلنه، او ټېنټالیم پېنټاکسایډ Ta_2O_5، ۲ سلنه.

۷۴. تنګستن

تنګستن (ولفرام) د کیمیايي عنصرونو د دوره يي جدول د شپږمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۷۴ او سېمبول یې W دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې

(Wolframium)، په انگریزي کې (Tungsten) او په روسي ژبه کې (Вольфрáм) دی. دا عنصر د ولفرام (wolfram) په نامه هم یادیږي. په عادي شرایطو کې یو جامد، ځلاند، سپینو زرو ته ورته او خړ رنګ لرونکی انتقالي فلز دی. تنگستن هغه فلز دی چې د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې تر نورو ټولو ډېره ده. تر ده د ویلي کېدو لوړه درجه یوازې غیرفلزي عنصر کاربون C لري. تنگستن په ستاندارتو شرایطو کې پایدار دی. د ثبت د سي اې اېس (CAS) شمېره (۷-۳۳-۷۴۴۰) ده.

انځور: تنگستن د ویلي کېدو د لوړې درجې لرونکی، کلک، پولادو یا سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی

تاریخچه او د نامه ریښه یې

د ولفرامیم (Wolframium) نوم دې عنصر ته له ولفرامیټ $(Fe,Mn)WO_4$ مینرال څخه اخیستل شوی دی. دا مینرال لا په ۱۲ زېږدیزه پېړۍ کې «د لېوه ځګ» په نامه نامتو وو؛ په لاتیني ژبه کې «Spuma lupi»، یا په الماني ژبه کې «Wolf Rahm» وو. دا نوم له دې سره

ترلی وو چې ولفرام د قلعې له کاني ډبرو سره تل یو ځای وو ، د قلعې ویلې کولو پر مهال یې مزاحمت کاوه او قلع یې د پوسې (تفالې) په څګ باندې بدلوله («قلع داسې خوري لکه لېوه چې پسه خوري») .

په اوسني وخت کې په امریکا متحدو ایالتونو، لویه برتانیا او پرانسه کې د ولفرام لپاره د تنګستن «**Tungsten**» نوم کارېږي چې د سویډني ژبې له «**tung sten**» څخه اخیستل شوی او د «درنې ډبرې» مانا لري.

نامتو سویډني کیمیاپوه «کارل ویلهلم شیله» (۱۷۴۲-۱۷۸۶) پر ۱۷۸۱ ز کال د نایټریک اسېډ (**HNO_3**) پر مټ د شیلیټ **$CaWO_4$** چاڼ کاوه، نو زېړه «درنه ډبره»، یانې د تنګستن ترای اکسایډ **WO_3** یې لاس ته راوړ. پر ۱۷۸۳ ز کال اسپانیایي کیمیاپوهانو دوو ورونو «جوان جوس ایلهویار» (۱۷۵۴-۱۷۹۶) او «فاوستو دې ایلهویار» (۱۷۵۵-۱۸۳۳) خبر ورکړ چې له ساکسوني مینرال ولفرامیټ څخه یې په امونیا **NH_3** کې هم د نوي فلز حل شوی زېړ اکسایډ او هم پخپله نوی فلز لاس ته راوړی دی. دا مهال له دوی څخه یو ورور یانې «فاوستو» پر ۱۷۸۱ ز کال په سویډن کې وو او له «شیله» سره یې کتلې وو. «شیله» د ولفرام د کشف ادعا نه کوله او «ایلهویار» ورونو هم په دې برخه کې پر خپل لومړیتوب ټینګار نه کاوه.

په طبیعت کې د تنګستن شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د تنګستن کچه (د وینوګرادوف د شمارنې له مخې) په یو ټن کې ۱,۳ ګرامه ده. (۰,۰۰۰۱۳ سلنه).

تنګستن په طبیعت کې په ټولیزه توګه د پېچلیو مرکبونو په ډول، له تنګستن ترای اکسایډ **WO_3** څخه جوړ دی، چې د وسپنې او منګانیز یا کلسیم، کله کله د سرپو، مسو، توریم او کمپېبنه خاورینو عنصرونو اکسایډونه هم ورسره وي، موندل کېږي. صنعتي

ارزښت يې دا مينرالونه لري لکه ولفراميټ (د وسپنې او منګانيز تنګستات * $nFeWO_4$ $mMnWO_4$ ، فيربيريټ $FeWO_4$ او هوبنيريټ $MnWO_4$) او شيليټ $CaWO_4$ (د کلسيم تنګستات $CaWO_4$) . تنګستني مينرالونه زياتره له ګرانيتي ډبرو سره يو ځای وي، په دې ډول د تنګستن منځنی ټينګتوکی (کونسنترات) ۱-۲ سلنه دی.

د پيدا کېدو سيمې يې

د تنګستن تر ټولو ډېرې لويې زېرمې په قزاقستان، چين، کاناډا او امريکا متحدو ايالتونو کې دي . همدا راز په بوليويا ، پورتګال، روسيه او سويلي کوريا کې يې هم کانونه شتون لري. د تنګستن نړيوال توليد په کال کې له **۴۹** څخه تر **۵۰** زره ټنه پورې دی، له دې شمېر څخه يې **۴۱** زره ټنه په چين کې، **۳,۵** زره ټنه په روسيه کې، **۰,۷** زره ټنه په قزاقستان کې، **۰,۵** زره ټنه په اتريش کې توليديږي . د تنګستن لوی صادروونکي هېوادونه چين، سويلي کوريا او اتريش دي . لوی واردوونکي هېوادونه يې د امريکا متحد ايالتونه، جاپان، جرمني او لويه برتانيا دي. د تنګستن کانونه په ارمنستان او ځينو نورو هېوادو کې هم شتون لري.

لاس ته راوړل يې

د تنګستن د لاس ته راوړلو بهير له کاني ډبرو (کاني کونسنتراتونو) څخه د تنګستن ترای اکسايډ WO_3 د لاس ته راوړلو ، بيا د تودوخې نږدې په ۷۰۰ س. ګ درجو کې د هايډروجن پر مټ له ده څخه د رابېلولو او د تنګستن د پوډري بڼې په لاس ته راوړلو ترسره کيږي. لکه څنګه چې د تنګستن د ويلي کېدو درجه لوړه ده، نو د دې عنصر د لا نړه بڼې د لاس ته راوړلو لپاره د فلز ويلي کولو پوډري مېتودونه کاريږي. هغه دا چې لاس ته راغلی پوډر کېکښل کيږي، د هايډروجن په اتموسفير کې ۱۲۰۰-۱۳۰۰ س . ګ درجې تودوخه ورکول کيږي او سور کيږي، تر دې وروسته ترې بريښنايي بهير (جريان برقي) تېروي . فلز ته تر

۳۰۰۰ س. گ درجو تودوخه ورکول کیږي او په دې ډول د یو او بشپړ توکي په توگه سطحي ویلي کیږي. د نور چاڼ، نرِه کولو او د مونوکریستالي بڼې د لاس ته راوړلو لپاره د (**Zone melting**) مېتود کاریږي.

ایزوټوپونه یې

طبیعي تنگستن له ۴ پایښت لرونکیو ایزوټوپونو ^{182}W، ^{183}W، ^{184}W، ^{186}W او یوه رادیواکتیفي ایزوټوپه ^{180}W چې اوږد عمر لري، څخه جوړ دی. د ^{180}W ایزوټوپ الفا- فعالیت لري او نیمایي عمر یې $1,8\cdot10^{18}$ کاله دی. تخمینن په کال کې پر یوه گرام عنصر باندې دوه الفا- تجزیې لري.

د دې عنصر نور ۳۳ رادیواکتیفي ایزوټوپونه هم پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۱۵۷ څخه پیل او پر ۱۹۴ پای ته رسیږي. له دوی څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{185}W ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۷۵,۱ ورځې دی. بل یې د ^{188}W ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۶۹,۴ ورځې دی، او بل یې د ^{178}W ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۲۱,۲ ورځې دی. د نورو ټولو رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر ۲۴ ساعتونو لنډ دی، د ډېری هغو یې تر ۸ دقیقو هم لنډ دی. تنگستن ۱۱ هسته یي ایزومیرونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه یې بیا تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د $^{179m1}W$ ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۶,۴ دقیقې دی.

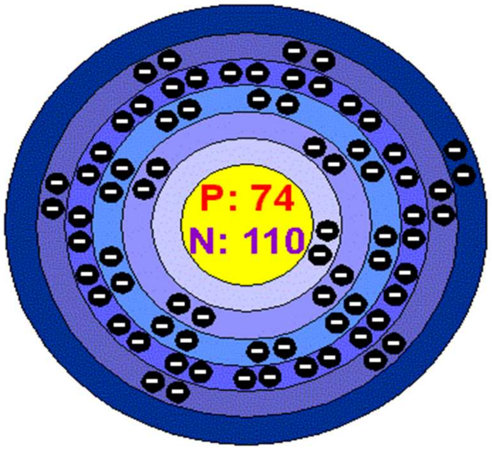
د تنگستن اتوم

د تنگستن د اتوم هسته له ۷۴ پروتونونو او ۱۱۰ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۷۴ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۲ ده، په بله وینا تنگستن ۲ انرژیکي سویې لري. د اتوم په

لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په درېيمه کې يې ۱۸، په څلورمه کې يې ۳۲، په پېنځمه کې يې ۱۲، او په شپږمه انرژيکي سويه کې يې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۸۴ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د تنگستن اتومي کتله **۱۸۳,۸۴** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Xe]\ 4f^{14}\ 5d^{4}\ 6s^{2}$ سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۴۱ پ. م دی.



انځور: د تنگستن د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

- د تنگستن کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې **۱۹,۲۵** گرامه دی.

- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س . گ په شمېر **۳۴۲۲** ده . (د ک په شمېر **۳۶۹۵** ده) .
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س . گ په شمېر **۵۵۵۵** ده . (د ک په شمېر **۵۸۲۸** ده) .
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۱۹۱** کیلوجوله\کیلوگرام، **۳۵** کیلوجوله\موله دی.
- د براس تودوالی یې **۴۴۸۲** کیلوجوله\کیلوگرامه، **۸۲۴** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۴,۲۷** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې **۹,۵۳** س. م. م\موله دی.

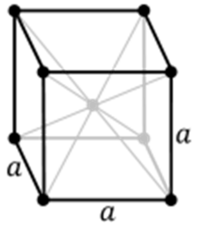
تنگستن ځلاند ، سپین او خړ رنگه فلز دی، د ویلي کېدو او اېشېدو تر ټولو ډېرې لوړې درجې لري (اټکل کیږي چې د سیبورگیم **Sg** د ویلي کېدو او اېشېدو درجې تر دې هم ډېرې لوړې دي خو اوسمهال دا د ثبوت وړ نه ده ځکه چې پخپله د سیبورگیم شتون ډېر لږ دی) . پارامقناطیسي خواص لري (مقناطیسي حساسیت یې ۰,۳۲۰۱۰⁻⁹ دی). کلکوالی یې د برینېل په شمېر ۴۸۸ کیلوگرام\میلي متر مربع دی . منځنی برېښنایي مقاومت یې د تودوخې په ۲۰ س. گ درجو کې ۵۵۰۱۰⁻⁹ اوم متره او د تودوخې په ۲۷۰۰ س. گ درجو کې ۹۰٤۰۱۰⁻⁹ اوم متره دی. په سره شوي تنگستن کې د غږ چټکتیا په یوه ثانیه کې ۴۲۹۰ متره ده.

تنگستن یو له هغو فلزونو څخه دی چې ډېر درووند ، کلک او د ویلي کېدو درجه یې ډېره لوړه ده. نرم تنگستن سپینو زرو ته ورته رنگ لري، پلاتین ته ورته دی، د تودوخې په ۱۶۰۰ س. گ درجو کې د څټک وهلو ښه وړتیا لري او کېدای شي چې وغځول شي او نری تار ترې جوړ شي.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د تنگستن د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي منځټک سېستم لري.

- د جالۍ پارامترونه یې ۳,۱۲۰ انګسترومه دی.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې ۳۱۰ کیلوینه ده.



انځور: د تنګستن د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي منځډک سېستم لري

کیمیايي خواص یې

- د تنګستن کووالینسي نیم قطر ۱۷۰ پ. م دی.
- د ایون نیمایي قطر یې (+۶e) ۶۲ (+۴e) ۷۰ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۲,۳ پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک یې ۰,۱۱ $W^{3+} \leftarrow W$، ۰,۶۸ $W^{6+} \leftarrow W$ ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۶، ۵، ۴، ۳، ۲، ۰ دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۷۶۹,۷ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۷,۹۸) الکترون ولټه ده.

تنګستن له ۲ څخه تر ۶ پورې ظرفیت ښیي. د ۶ ظرفیتي تنګستن یې تر ټولو ډېر ثابت (پایدار) دی. د تنګستن ۳ او ۲ ظرفیتي مرکبونه ثابت نه دي او عملي ارزښت نه لري.

دا فلز د زنګ وهلو په وړاندې ډېر مقاومت لري. د کوټې د هوا د تودوخې په درجو کې په هوا کې بدلون نه مومي؛ د سره کېدو (د تودوخې لامله سور رنګ خپلول) پر مهال د تنګستن (VI) اکسایډ جوړوي. د فلزونو د الکتروکیمیایي فعالیت په ځنځیر کې تر

هایډروجن وروسته راغلی دی . د مالګې په تېزابو **HCl** (هایډروکلوریک اسیډ)، نري شوي سولفوریک اسیډ **H_2SO_4** او هایډروفلوریک اسیډ **HF** کې نږدې نه حلیږي . په نایټریک اسیډ **HNO_3** او سلطاني تېزابو **HCl ۳ + HNO_3** کې اکسایډ کیږي.

د نایټریک اسیډ **HNO_3** او هایډروفلوریک اسیډ **HF** په مخلوط کې په اسانۍ حلیږي چې معادله یې دا ده:

$$2W + 4HNO_3 + 10HF \longrightarrow WF_6 + WOF_4 + 4NO\uparrow + 7H_2O$$

له ویلې شویو الکلیو سره د اکسایډ کوونکیو (**oxidizing agent**) په شتون کې تعامل کوي. د ساري په توګه له سوډیم هایډروکسایډ **NaOH** او سوډیم نایټرایټ **$NaNO_3$** سره په لاندې ډول تعامل کوي:

$$2W + 4NaOH + 3O_2 \longrightarrow 2Na_2WO_4 + 2H_2O$$

$$W + 2NaOH + 3NaNO_3 \longrightarrow Na_2WO_4 + 3NaNO_2 + H_2O$$

دا تعاملونه په لومړي سر کې ورو ورو ترسره کیږي، خو د تودوخې ۴۰۰ س. ګ درجو ته په رسیدو سره (د اکسیجن **O_2** په ګډون تعامل لپاره د تودوخې **۵۰۰** درجو ته په رسېدو سره) تنګستن پخپله په تودېدو پیل کوي، تعامل په ډېر توپاني ډول ترسره کیږي او ډېره تودوخه جوړوي.

د نایټریک اسیډ **HNO_3** او هایډروفلوریک اسیډ **HF** په مخلوط کې حلیږي او هیګزافلورو تنګستیک اسیډ **$H_2[WF_6]$** جوړوي . د تنګستن له مرکبونو څخه یې دا مرکبونه ډېر ارزښت لري لکه تنګستن ترای اکسایډ **WO_3** یا تنګستني انهیډریډ **WO_3**، تنګستاټونه، پراکسایډي مرکبونه یې چې ټولیز فومول یې دا **Me_2WO_x** دی، همدا راز له هالوجینونو، سولفور، او کاربون سره مرکبونه یې . تنګستاټونه د پولیمیري انیونونو

جوړولو ته میل لري، له هغه شمېره څخه د نورو انتقالي فلزونو په ګډون د (Heteropoly Compounds) مرکبونه هم دي.

د تنګستن ځینې مرکبونه

۱. د تنګستن ډای اکسایډ یو غیرعضوي مرکب دی، د تنګستن فلز اکسایډ دی، کیمیایي فورمول یې WO_2 دی، قهوې ته ورته رنګ لرونکي بلورونه دي، په اوبو کې نه حلیږي. د تودوخې په ۱۵۳۰ س.ګ درجو کې ویلي کیږي، او د تودوخې په ۱۷۳۰ س.ګ درجو کې په ایشېدو راځي.

۲. د تنګستن ترای اکسایډ د تنګستن او اکسیجن O_2 ترمنځ جوړېدونکی مرکب دی، کیمیایي فورمول یې WO_3 دی، تېزابي خاصیت لري. لیمو ته ورته زېړ رنګ لرونکی پوډر دی، د تودوخې په ۱۴۷۰ س. ګ درجو کې ویلي کیږي، په اوبو او مینرالي (غیرعضوي) تېزابونو کې نه حلیږي.

۳. د تنګستن نایټرایډ د تنګستن فلز او نایټروجن N_2 یو غیرعضوي مرکب دی، کیمیایي فورمول یې W_2N دی، قهوې ته ورته رنګ لرونکي بلورونه دي.

۴. د تنګستن ډای کلورایډ یو غیرعضوي مرکب دی، د تنګستن فلز او مالګې تېزابو مالګه ده، کیمیایي فورمول یې WCl_2 دی، خړ توکی دی، له اوبو سره تعامل کوي او هایډراټونه جوړوي. د تودوخې په ۲۲۷ س.ګ درجو کې ویلي کیږي.

۵. د تنګستن پینټاکلورایډ یو غیرعضوي مرکب دی، د تنګستن فلز او مالګې تېزابو مالګه ده، کیمیایي فورمول یې WCl_5 دی، د تېنګ زرغون رنګ لرونکي بلورونه دي، په اوبو کې تجزیه کیږي. د تودوخې په ۲۵۳ س.ګ درجو کې ویلي کیږي، او د تودوخې په ۲۸۸ س.ګ درجو کې په ایشېدو راځي.

۷۵. رینیم

رینیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د شپږمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې **۷۵** او سېمبول یې **Re** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Rhenium**)، په انګریزي کې (**Rhenium**) او په روسي ژبه کې (**Ре́ний**) دی. په عادي شرایطو کې یو کثیف (د ډېر کثافت لرونکی)، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی انتقالي فلز دی. د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (**۵-۱۵-۷۴۴۰**) ده.

انځور: رینیم د ډېر کثافت لرونکی، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی کلک فلز دی

د نامه ریښه او تاریخچه یې

د رینیم نوم د لاتیني ژبې له (**Rhenus**) څخه اخیستل شوی چې په جرمني کې د راین (**Rhine**) سیند نوم دی.

د رینیم عنصر شتون پر ۱۸۷۱ ز کال د نامتو روسي کیمیا پوه «مندلیف» له خوا د عنصرونو په دوره یي جدول کې د عنصرونو د ګروپ د خواصو له مخې وړاندویل شوی وو. دا عنصر پر **۱۹۲۵** ز کال الماني کیمیاپوهانو «والټر نوډاک» (**۱۸۹۳-۱۹۶۰**) او «یډا نوډاک» (**۱۸۹۲-۱۹۷۸**) د سپیکترالي شننې پر مټ د کولمبیټ $(Fe, Mn)(Nb, Ta)_2O_6$ مینرال د څېړنې پر مهال د (**Siemens & Halske**) کمپنۍ په لابراتوار کې کشف کړ. په دې اړه د المان په نیورنبرګ کې د کیمیاپوهانو په غونډه کې خبر ورکړ شو. یو کال وروسته د کیمیاپوهانو یوې ډلې له مولیبډینیټ MoS_2 مینرال څخه لومړني **۲** میلي ګرامه رینیم بېل کړ. په پرتلیزه توګه نږه رینیم یوازې پر **۱۹۲۸** ز کال تر لاسه شو. د یو ګرام رینیم د لاس ته راوړلو لپاره اړېزه وه چې **۶۶۰** کیلوګرامه ناروېژي مولیبډینیټ چاڼ شي.

د دې فلز لومړنی صنعتي تولید پر **۱۹۳۰** ز کلونو په جرمني کې پیل شو. د لاس ته راوړلو کچه یې په یو کال کې ۱۲۰ کیلوګرامه وه چې د نړیوالې اړېزې بسېدله (په نړیواله کچه یې بسنه کوله). پر **۱۹۴۳** ز کال په امریکا متحدو ایالتونو کې د مولیبډینیمي ټینګتوکیو تر چاڼلو وروسته لومړني څلورنیم **۴,۵** کیلوګرامه رینیم لاس ته راغلل.

رینیم هغه وروستی کشف شوی عنصر شو چې پایښت لرونکی ایزوټوپ یې پېژندل شوی دی. نورو ټولو هغو عنصرونو چې تر رینیم وروسته کشف شوي (په مصنوعي ډول لاس ته راغلي هم) پایښت لرونکي ایزوټوپونه نه لرل.

په طبیعت کې د رینیم شتون

د رینیم نړیوال تولید پر ۲۰۰۲ ز کال ټول ۴۰ ټنه وو . د دې فلز تر ټولو لوی تولیدوونکی هېواد چیلي دی. د رینیم تولید کال پر کال په زیاتېدو دی او پر ۲۰۰۸ ز کال یې تولید **۵۷** ټنه وو.

د اومو توکیو سرچینې او زېرمې یې: د رینیم د طبیعي زېرمو د ډېروالي له پلوه په نړۍ کې لومړی هېواد چیلي دی. په دویم ځای کې د امریکا متحد ایالتونه او په درېیم ځای کې روسیه ده. د دې فلز ټولیزې نړیوالې زېرمې نږدې ۱۳۰۰۰ ټنه دي، له دې شمېر څخه یې **۳۵۰۰** ټنه په مولیبډینیمي اومو توکیو کې دي او **۹۵۰۰** ټنه یې د مسو په اومو توکیو کې. که چیرې پر راتلونکي مهال بشریت په کال کې له ۴۰ تر **۵۰** ټنو رینیم لګښت کړي، نو دا فلز تر راتلونکیو **۲۵۰**-۳۰۰ کالو پورې بسنه کوي. دا احصایه د ارزونې له مخې شوې او د دې فلز تکراري کارېدنه پکې نه ده شمېرل شوې.

له عملي پلوه د رینیم په صنعتي پیمانې سره د لاس ته راوړلو لپاره د اومو توکیو مهمې سرچینې مولیبډینیمي او مسي سولفیډي ټینګتوکي دي. په دوی کې د رینیم کچه د کتلې له پلوه له **۰,۰۰۲** څخه تر **۰,۰۰۵** سلنې ده. په نړۍ کې د رینیم د تولید ۸۰ سلنه له دوی څخه تر لاسه کیږي، پاتې برخه یې له کارېدلیو او زړو شویو توکیو څخه د تکراري کارېدنې په موخه تر لاسه کیږي.

د رینیم جیوکیمیا

رینیم د ځمکې د پاسني کلک قشر یو له ډېرو کمپېښه عنصرونو څخه دی. د ده کچه د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د کتلې له پلوه $7 \cdot 10^{-8}$ دی. د جیوکیمیایي خواصو له پلوه دی په دوره یي جدول کې خپلو ګاونډیانو مولیبډینیم **Mo** او تنګستن **W** ته ورته دی. ځکه خو دی په لږه کچه د دغو عنصرونو په مینرالونو کې ګډون لري. د رینیم تر ټولو لویې

سرچينې د موليبډينيمي کاني ډبرو ځينې کانونه دي چې له نورو کاني توکيو سره هممهال دی هم راوزي.

دا عنصر د کمپېښنه ډژزکازګانيټ ($CuReS_4$) مينرال په ډول موندل کيږي. دا مينرال د قزاقستان د ژزکازغان (ډژزکازغان) ښار ته نږدې موندل شوی وو. سربېره پر دې دا عنصر د کوچنۍ برخې په توګه په کولمبيټ $(Fe, Mn)(Nb, Ta)_2O_6$، او (**колчедан**) کې هم شتون لري، همدا راز په زيرکون $ZrSiO_4$ او د کمپېښنه خاورينو عنصرونو په مينرالونو کې هم شتون لري.

په نړۍ کې د رينيم يوازې يو اقتصادي ګټور کان شتون لري او دا فاکټ د دې عنصر د ډېر تيتوالي څرګندويي کوي. دا کان په روسيه کې دي. په دې کان کې د رينيم زېرمه له ۱۰ تر **۱۵** ټنو ده. دا کان پر **۱۹۹۲** ز کال د روسيې له کوريل ټاپوګانو څخه په «ايتوروپ» ټاپو کې کشف شو. دلته رينيم په رينيټ ReS_2 مينرال کې شتون لري او جوړښت يې هماغسې دی لکه په موليبډينيټ مينرال کې چې دی. يو بل مينرال هم شته چې رينيم په خپل ترکيب کې لري او هغه د ترکيانيټ (Re % ۵۳,۶۱) $(Cu,Fe)(Re,Mo)_4S_8$ مينرال دی. دا مينرال د فنلېنډ په «خيتور» کان کې موندل شوی دی.

ايزوټوپونه يې

طبيعي رينيم له دوو ايزوټوپونو جوړ دی او هغه يو د ^{185}Re ايزوټوپ دی چې ډېروالی **۳۷,۴** سلنه دی. دويم يې د ^{187}Re ايزوټوپ دی چې ډېروالی يې **۶۲,۶** سلنه دی. لومړی ايزوټوپ يې پايښت لرونکی دی، خو دويم ياني ۱۸۷ شمېره يې د بېتا-تجزيه لري چې نيمايي عمر يې **۴۳,۵** ميلياړده کاله دی. دا تجزيه د لرغونيو کاني ډبرو او د ميټيوريټ (**Meteorite**) په نامه اسماني ډبرو د عمر د مالومولو لپاره کاريږي. د عمر مالومولو دا لاره د رينيم-اوسميمي مېتود په نامه ياديږي. د رينيم-۱۸۷ د ايزوټوپ تجزيه په دې هم په

زړه پورې ده چې انرژي يې د ټولو هغو ايزوټوپونو ، چې د بېټا - تجزيه لري، تر انرژۍ ډېره کمه ده او ۲,۲ کيلو الکترون ولټه (**keV**) کيږي.

دا عنصر ۳۳ نور راديو اکتيفي ايزوټوپونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه يې د ډېر اوږده عمر لرونکي يو د رينيم-۱۸۳ ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۷۰ ورځې دی. بل يې رينيم-۱۸۴ ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۳۸ ورځې دی. بل يې رينيم-۱۸۶ ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۳,۷۱۸۶ ورځې دی. بل يې د رينيم-۱۸۲ ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۶۴ ساعته دی، او بل يې د رينيم-۱۸۹ ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۲۴,۳ ساعته دی. دا عنصر ګڼ شمېر هسته يي ايزوميرونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه يې بيا د ډېر اوږده عمر لرونکي يو د ^{186m}Re ايزومير دی چې نيمايي عمر يې ۲۰۰۰۰۰ کاله دی. بل يې د ^{184m}Re ايزومير دی چې نيمايي عمر يې ۱۶۹ ورځې دی. د نورو ټولو ايزوميرونو نيمايي عمر يې تر يوه شوا روزه لنډ دی.

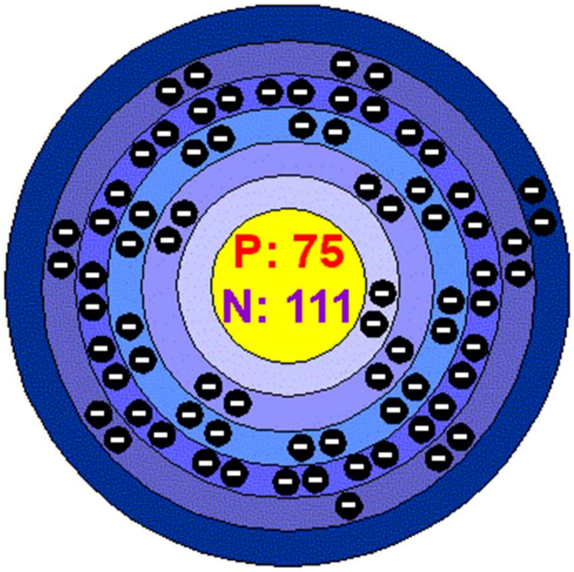
د رينيم اتوم

د رينيم د اتوم هسته له ۷۵ پروتونونو او ۱۱۱ نيوترونونو جوړه ده . د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۷۵ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۶ انرژيکي سويې لري، په بله وينا د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۶ ده. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په درېيمه کې يې ۱۸، په څلورمه کې يې ۳۲، په پېنځمه کې يې ۱۳، او په شپږمه انرژيکي سويه کې يې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۸۶ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د رينيم اتومي کتله ۱۸۶,۲۰۷ اتومي واحده ده.

- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Xe]\ 4f^{14}\ 5d^{5}\ 6s^{2}$ سره ښودل کېږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۳۷ پ. م دی.



انځور: د رينيم د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

- د رينيم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې ۲۱,۰۲ گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۳۱۸۶ ده. (د ک په شمېر ۳۴۵۹ ده).
- د ایشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۵۵۹۲ ده. (د ک په شمېر ۵۸۲۹ ده).
- د ويلي کېدو تودوالی يې ۳۴ کيلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی يې ۷۰۴ کيلوجوله\موله دی.

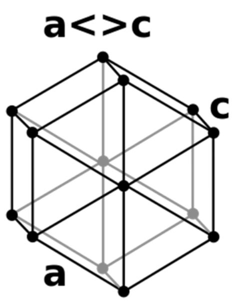
- د تودوالي مولي ظرفيت يې **۲۸,۴۳** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم يې **۸,۸۵** س. م. م\موله دی.

رينيم يو ځلاند، سپينو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی. پوډري بڼه يې تور يا تېنګ خړ رنګ لري. دا يو له ډېر کثافت لرونکيو او کلکو فلزونو څخه دی.

د فيزيکي خواصو له پلوه رينيم د ويلي کېدو د لوړې درجې لرونکيو فلزونو په ليکه کې راځي (موليبډينيم، تنګستن)، همدا راز د پلاتين ګروپ فلزونو ته نږدې دی. د ويلي کېدو د تودوخې د درجې له پلوه د فلزونو په شمېر کې دويم ځای لري. نږه فلز يې د کوټې د هوا د تودوخې په درجو کې د کړولو راکړولو وړ دی. د کړولو راکړولو وړتيا ورکولو لپاره رينيم ته په هايډروجن يا غير فعال ګاز کې په خلا کې تودوخه ورکول کيږي او ډېر سور کيږي. دا فلز کېدای شي چې ډېر ځله سور کړای شي او بېرته سوړ کړای شي، خو خپل کلکوالی له لاسه نه ورکوي. د ده کلکوالی د تودوخې په ۱۲۰۰ س. ګ درجو کې د تنګستن تر کلکوالي زيات دی، او د موليبډينيم تر کلکوالي لا ډېر زيات دی. د رينيم منځنی برېښنايي مقاومت د تنګستن **W** او موليبډينيم **Mo** تر هغه څلور ګرايه زيات دی.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د رينيم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډيز (هيګزاګونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې **a=۲,۷۶۱ c=٤,٤٥٦** انګسترومه دي.
- د ډيبای د تودوخې درجه يې **۴۱۲,۰۰** کيلوينه ده.



انځور: د رینیم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډیز (هیګزاګونال) سېستم لري

کیمیايي خواص یې

- د رینیم کووالینسي نیم قطر ۱۲۸ پ. م دی.
- د ایون نیم قطر یې (e^{7+}) ۵۳ (e^{4+}) ۷۲ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۱,۹ پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک یې ۰,۳۰– $Re \leftarrow Re^{3+}$ ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۷+، ۶+، ۵+، ۴+، ۳+، ۲+، ۱- دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۷۵۹,۱ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۷,۸۷) الکترون ولټه ده.

رینیم د هوا د تودوخې په عادي درجو کې ثابت دی. د تودوخې تر ۳۰۰ لوړو س. ګ درجو کې اکسایډ کېږي، د تودوخې تر ۶۰۰ لوړو س. ګ درجو کې یې اکسایډ جوړېدنه چټکه کېږي. دا فلز د تنګستن په پرتله د اکسایډ په وړاندې ډېر ثابت دی، په سیده ډول له نایټروجن N_2 او هایډروجن H_2 سره تعامل نه کوي. د رینیم پوډر (پوډري بڼه) هایډروجن جذبوي. د تودولو پر مهال له فلورینو F_2 ، کلورینو Cl_2 او برومینو Br_2 سره تعامل کوي. په مالګې تېزابو HCl او هایډروفلوریک اسیډ HF کې نږدې نه حلیږي، ان د تودولو پر

مهال هم له سولفوریک اسیډ H_2SO_4 سره کمزوری تعامل کوي، خو په نایټریک اسیډ HNO_3 کې په اسانۍ حلیږي. له سیمابو **Hg** سره په تعامل کولو کې املګام جوړوي.

دا عنصر د هایډروجن پراکسایډ H_2O_2 د اوبو له محلولونو سره تعامل کوي او پررینیک اسیډ $HReO_4$ جوړوي. د تودوخې په وړاندې له مقاومت لرونکیو فلزونو څخه یوازینی فلز دی چې کاربیډونه نه جوړوي.

لاس ته راوړل یې

رینیم د دغه فلز د اومو توکیو په چاڼلو سره لاس ته راځي او دا اومه توکي په ټوله کې مسي او مولیبډینیمي سولفیډي اومه توکي دي. د مسي او مولیبډینیمي سولفیډي اومو توکیو د چاڼلو کار د پیرومیټالورجۍ (**Pyrometallurgy**) پر بهیرونو بنسټ لري او هغه د تودوخې په ډېرو لوړو درجو سره ویلي کول، له نورو اضافي توکیو څخه پاکول، او په اکسایډي چاپیریال کې سور کول دي. رینیم د تودوخې د لوړو درجو په شرایطو کې د لوړ اکسایډ Re_2O_7 په ډول تصعیدیږي (په ګازي حالت بدلیږي)، چې وروسته په ګرد او ګازتم کوونکیو سیستمونو کې راټولیږي.

مولیبډینیمي ټینګتوکیو ته د تودوخې ورکولو او سور کولو پر مهال د رینیم د نیمګړي تصعید کېدو په صورت کې د ده یوه برخه په پاتې شوني توکي (**calcine**) کې پاتې کیږي او تر دې وروسته امونیایي یا سوډایي محلولونو ته ورځي او د (**calcine**) (NH_4ReO_4) په مینځلو سره وروسته د هایډروجن H_2 پر مټ نږه کیږي:

$$2NH_4ReO_4 + 7H_2 \rightarrow 2NH_3 + 2Re + 8H_2O$$

د رينيم لاس ته راغلی پوډر په پوډري فلز ويلي کولو (**Powder metallurgy**) کې په خښتو باندې بدليږي.

په دې ډول د موليبډينيمي ټينګتوکيو د چاڼلو پر مهال کېدای شي چې د ګرد تم کوونکيو (ګرد نيوونکيو) لندو سېستمونو د سولفوريک اسيډ محلولونه او د پاتې شونيو يا پوسو تر هايډروميټالورجيکي چاڼلو وروسته د (**mother liquors**) محلولونه د رينيم د لاس ته راوړلو د سرچينو په توګه خدمت وکړي.

کارونه يې

د رينيم هغه ډېر مهم خواص چې د ده کارونه ټاکي هغه د ده د ويلي کېدو د تودوخې ډېره لوړه درجه، د کيميايي کاشفو (**reagent**) په وړاندې ثبات، او کټاليستي کارندويي ده. خو بيا هم رينيم يو قيمتي او کمپېښه فلز دی، ځکه خو د ده کارونه محدوده ده.

له موليبډينيم، تنګستن او نورو فلزونو سره د رينيم ګډوله فلزونه د توغنديز تخنيک د پرزو په جوړولو او تر غبرګ چټکو الوتکو په جوړولو کې کاريږي. د نيکل او رينيم ګډوله فلزونه د توغنديو د انجنونو د ځينو پرزو په جوړولو کې کاريږي. دا ګډوله فلزونه تر ۶ سلنې رينيم لري او په دې ډول د توغنديو انجنونه د رينيم د کارونې لوی لګښتوونکي کوي. په دې ډول ويلای شو چې رينيم په پوځي توغنديز تخنيک کې ډېر ارزښتناک او ستراتېجيکي رول لوبوي. همدا راز د صنعت په ځينو نورو څانګو کې هم کاريږي.

۷۶. اوسميم

اوسميم د کيميايي عنصرونو د دوره يي جدول د شپږمې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې ۷۶ او سېمبول يې Os دی. د دې عنصر نوم په لاتيني ژبه کې (**Osmium**)، په انگريزي کې (**Osmium**) او په روسي ژبه کې (**Óсмий**) دی. په عادي شرايطو کې يو ځلاند، سپينو زرو ته ورته رنگ لرونکی، او شين وزمه پړک لرونکی فلز دی. اوسميم يو انتقالي فلز دی چې د پلاتيني گروپ په عنصرونو کې هم راځي. د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره يې (۲-۰۴-۷۴۴۰) ده.

انځور: اوسميم يو ځلاند، سپينو زرو ته ورته رنگ لرونکی، او شين وزمه پړک لرونکی فلز دی

تاريخچه او د نامه ريښه يې

اوسميم پر ۱۸۰۳ ز کال انگليسي کيمياپوه «سميتسون تينانت» (۱۷۶۱-۱۸۱۵) له بل انگليسي پوهاند «ويليام هايډ ولاستون» (۱۷۶۶-۱۸۲۸) سره په همکارۍ کې کشف کړی دی. دوی دا عنصر په سلطاني تېزابو HNO_3 + ۳ HCl کې د پلاتينو تر حلېدو وروسته

پاتې شوني کې کشف کړ. پرانسي کیمیاپوهانو «کولې دیسکوټې» او «انتوان دې فورکروا» (۱۷۵۵-۱۸۰۹)، او «لویس نیکولاس واکولین» (۱۷۶۳-۱۸۲۹) هم همدا ډول څېړنې ترسره کړې. دوی هم دې پایلې ته راغلل چې د پلاتیني کانې ډېرې په نه حلېدونکې پاتې شوني کې ناپېژاند عنصر شتون لري. دې اټکلي عنصر ته د «پټېن» نوم ورکړ شو، چې په یوناني ژبه کې د (πτηνος) یانې «وزر لرونکې» مانا لري، خو د «ټېنانټ» تجربو وښووده چې دا په اصل کې د دوو عنصرونو ایریډیم Ir او اوسمیم Os مخلوط دی.

د دغو دوو نویو عنصرونو د کشف په اړه «سمیټسون ټېنانټ» د ۱۸۰۴ ز کال د جون پر ۲۱ په یوه لیک کې د لندن شاهي ټولنې ته خبر ورکړ.

د دې عنصر نوم د لرغونې یوناني ژبې له (ὀσμή) څخه اخیستل شوی چې د «بوی» مانا لري، ځکه چې د اوسمیم تیترا اکسایډ OsO_4 ډېر تېز بوی لري.

په طبیعت کې د اوسمیم شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د اوسمیم کچه د کتلې له پلوه تخمینن $5 \cdot 10^{-6}$ سلنه ده.

اوسمیم په طبیعت کې په څه ناڅه نړه ډول له ایریډیم سره د جامدو محلولونو په ډول موندل کیږي چې له ۱۰ تر ۵۰ سلنې اوسمیم لري. دا عنصر په پولي میټالیک (مجموعي)کاني ډېرو کې چې پلاتین Pt او پالاډیم Pd هم لري (مسي- نیکلي او مسي- مولیبډینیمي سولفیډونه)، په پلاتیني مینرالونو او د سره زر لرونکیو کاني ډېرو تر چاڼ وروسته پوسو کې موندل کیږي. د اوسمیم بنسټیز مینرالونه، چې د اوسمیم او ایریډیم د طبیعي ګډوله فلزونو په جامدو محلولونو پورې اړه لري، نیویانسکیټ IrOs — Ir3Os او سیسیرتسکیټ Os,Ir دي. نیویانسکیټ د ډېر کثافت لرونکي (په یو متر مکعب کې ۱۷۰۰۰-۲۲۰۰۰ کیلوګرامه) سپین یا د نري خړ رنګ لرونکي پاڼې وزمه بلورونه جوړوي چې د

جالۍ جوړښت یې شپږڅنډیز سېستم لري. کلکوالی یې ۶-۷ موسه دی. په نیویانسکیټ مینرال کې د اوسمیم کچه کېدای شي چې له ۲۱ څخه تر ۴۹,۳ سلنې وي.

سیسیرتسکیټ زیاتره له نیویانسکیټ سره یوځای موندل کیږي. دی له خړو بلورونو جوړ دی، کلکوالی یې ۶ موسه دی، کثافت یې په یو مترمکعب کې له ۱۷۸۰۰ څخه تر ۲۲۵۰۰ کیلوگرامو دی. د دې مینرال په ترکیب کې پر اوسمیم او ایریډیم سربېره کله کله روټینیم **Ru** هم گډون لري. کله کله دا مینرالونه په خپلواک ډول هم موندل کیږي، ډېری مهال اوسمیمي ایریډیمي طبیعي گډوله فلز د نړه پلاتین په ترکیب کې گډون لري.

کانونه یې

د اوسمیمي ایریډیمي گډوله فلزونو کانونه د روسیې په سایبیریا او اورال، د امریکا متحدو ایالتونو په الاسکا او کالیفورنیا، کولمبیا، کاناډ، د سویلي افریقا هېوادو، د استرالیا په اسمانیا ټاپو کې دي. تر ټولو ډېرې زېرمې یې د سویلي افریقاجمهوریت په «بوشوېلډ» کان کې دي.

اوسمیم هم له سولفور **S** او ارسینیک **As** سره د مرکبونو په ډول (ایرلیهمانیټ، د اوسمیم لاوریټ، او اوسارسیټ مینرالونه) موندل کیږي. په کاني ډبرو کې د اوسمیم کچه له قاعدې سره سم تر 10^{-5} زیاته نه وي. له نورو نجیبه فلزونو سره د وسپنیزو میټیوریټ اسماني ډبرو په ترکیب کې موندل کیږي.

ایزوټوپونه یې

اوسمیم په طبیعت کې د ۷ ایزوټوپونو په ډول موندل کیږي چې ۶ یې پایښت لرونکي دي. دا ۶ ایزوټوپونه یې یو د ^{184}Os ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې ۰,۰۱۸ سلنه دی. دویم یې د ^{187}Os ایزوټوپ چې ډېروالی یې ۱,۶۴ سلنه دی. درېیم یې د ^{188}Os ایزوټوپ دی چې

ډېروالی یې ۱۳,۳ سلنه دی. څلورم یې د ^{189}Os ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې ۱۲,۱ سلنه دی . پېنځم یې د ^{190}Os ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې ۲۶,۴ سلنه دی، او شپږم یې د ^{192}Os ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې ۴۱,۱ سلنه دی. بل هغه ایزوټوپ یې چې په طبیعت کې موندل کیږي خو پایښت لرونکی نه دی، هغه د ^{186}Os ایزوټوپ دی چې ډېر اوږد عمر لري، نیمایي عمر یې ۲,۰ . 10^{15} کاله دی چې د عملي موخو لپاره کېدای شي پایښت لرونکی وبلل شي.

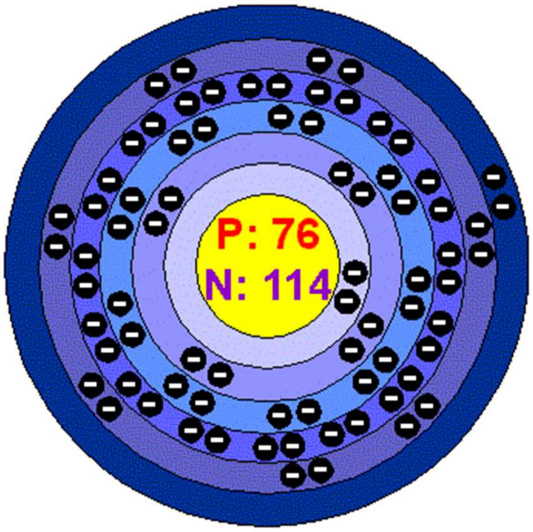
د اوسمیم نور ۲۹ مصنوعي رادیواکتیفي ایزوټوپونه هم لاس ته راغلي چې د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{194}Os ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۶ کاله دی. د نورو ټولو رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر ۹۴ ورځو پورې رسیږي. دا عنصر ۹ هسته یي ایزومیرونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه یې بیا تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{191m}Os ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۱۳,۱۰ ساعته دی. د دې عنصر د ټولو پېژندل شویو ایزوټوپونو د کتلو شمېرې له ۱۶۲ څخه پیل او پر ۱۹۷ پای ته رسیږي.

د اوسمیم اتوم

د اوسمیم د اتوم هسته له ۷۶ پروتونونو او ۱۱۴ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۷۶ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۶ انرژیکي سویې لری، په بله وینا د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۶ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په دریمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۲، په پېنځمه کې یې ۱۴، او په شپږمه انرژیکي سویه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۹۰ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د اوسميم اتومي کتله ۱۹۰,۲۳ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول [Xe] $4f^{14}$ $5d^{6}$ $6s^{2}$ سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۳۵ پ. م دی.



انځور: د اوسميم د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

- د اوسميم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې ۲۲,۲۱ \ ۲۲,۵۸۷ گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۳۰۳۳ ده. (د ک په شمېر ۳۳۰۶ ده).
- د اېشېدو درجه يې د س. گ په شمېر ۵۰۱۲ ده. (د ک په شمېر ۵۲۸۵ ده).
- د ويلي کېدو تودوالی يې ۳۱,۷ کيلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی يې ۷۳۸ کيلوجوله\موله دی.

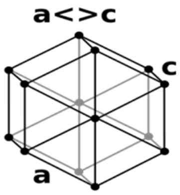
- د تودوالي مولي ظرفيت يې ۲۴,۷ جوله\(کيلوين. موله) دی.
- مولي حجم يې ۸,۴۳ س. م. م\موله دی.

اوسميم خړ او سپينو زرو ته ورته رنګ لرونکی، د شين وزمه پړک، د لوړ کثافت لرونکی فلز دی. دی خپله ځلا ان د تودوخې په لوړو درجو کې هم ساتي. له دې لامله چې اوسميم کلک، غوڅ ماتېدونکی، د براسونو د ټيټ فشار لرونکی (تر ټولو پلاتيني فلزونو يې د براسونو فشار ټيټ دی)، همدا راز د ويلي کېدو د ډېرې لوړې درجې لرونکی فلز دی، نو له دې لامله په سختۍ د ميخانيکي بدلون تر اغېز لاندې راځي. اوسميم تر ټولو ساده توکيو د ډېرترين کثافت لرونکی ساده توکی دی او د دې پارامتر (فيزيکي کميت) له پلوه تر ايريډيم لوړ دی. له نويو مالوماتو سره سم د اوسميم کثافت خورا ډېر دی او په يو س. م. م کې ۲۲,۶۱ ګرامه دی. د دغو عنصرونو د بېلابېلو ايزوټوپونو له پرتلې څرګندېږي چې د دې عنصر د ^{192}Os ايزوټوپ تر ټولو ډېر کثافت لري. د اوسميم دومره بې بريده ډېر کثافت د ده د لانتانيډي کېکښنې لامله دی.

د اوسميم د برېښنا تېرولو لوړ حالت ته د تېرېدو د تودوخې درجه ۶۶, ۰ کيلوينه ده ؛ کلکوالی يې د ويکرس (Vickers hardness test) د مېتود په شمېر ۳-۴ ګيګاپاسکاله (GPa) دی، د موس په شمېر ۷ موسه دی؛ د مقناطيسي کېدو وړتيا لري (پارامقناطيسي دی)، د مقناطيسي کېدو وړتيا يې $۹,۹ \cdot ۱۰^{-۶}$ ده.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د اوسميم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډيز (هيګزاګونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې a=۲,۷۳٤ c=٤,۳۱۷ انګسترومه دي.



انځور: د اوسمیم د بلوري جالۍ جوړښت شپږځنډیز سېستم لري

کیمیایي خواص یې

- د اوسمیم کووالینسي نیم قطر ۱۲۶پ. م دی.
- د ایون نیمایي قطر یې (+۲e) ۶۹ (+۴e) ۸۸ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۲,۲ پاولینگه دی.
- الکترودي ځواک یې ۰,۸۵۰+ ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۸، ۶، ۴، ۳، ۲، ۰، ۲-دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۸۱۹,۸ کیلوجوله\موله دی. یا په بل شمېر (۸,۵۰) الکترون ولټه ده.

د اوسمیم پوډر د تودولو پر مهال له اکسیجن O_2 ، هالوجینونو، د سولفور له بړاسونو، سیلینیم Se، ټیلوریم Te ، فاسفورس P ، نایټریک اسیډ HNO_3 او سولفوریک اسیډ H_2SO_4 سره تعامل کوي. کېکښل شوی اوسمیم نه له تېزابونو سره، نه له الکلیو سره تعامل کوي، خو له ویلي شویو الکلیو سره په اوبو کې حلېدونکي اوسماټونه جوړوي. له نایټریک اسیډ او سلطاني تېزابو HNO_3 + ۳ HCl سره ورو ورو تعامل کوي. له ویلي شویو الکلیو سره د اکسایډ جوړوونکیو (oxidizing agent) (د پوتاسیم نایټرات KNO_3 یا پوتاسیم کلورات $KClO_3$) په شتون سره، سوډیم پراکسایډ Na_2O_2 سره تعامل کوي. په مرکبونو کې د اکسایډ جوړولو له ۲- څخه تر ۸+ درجې ښیي، له دوی څخه یې تر ټولو ډېرې خپرې شوې ۲+، ۳+، ۴+، او ۸+ درجې دي.

دا یو له هغو لږو فلزونو څخه دی چې ډېر هسته يي یا (کلاسټري) مرکبونه جوړوي. ترای اوسمیم ډوډیکاکاربونیل $Os_3(CO)_{12}$ یو ډېر هسته يي کاربونیل دی چې د هایډروکاربونونو د کیمیایي تعاملونو د موډل جوړولو او څېړنې لپاره کارېږي. په $Os_3(CO)_{12}$ کې کاربونیلي گروپونه کولای شي په نورو لیگانډونو بدل شي، له هغه شمېر څخه د نورو انتقالي فلزونو د په کلاسټري هستو لرونکیو لیگانډونو هم.

لاس ته راوړل يې

اوسمیم د پلاتیني فلزونو له غني شویو اومو توکیو څخه دغه ټینگتوکي (کونسنترات) ته په هوا کې د ډېرې تودوخې ورکولو یانې تر ۸۰۰-۹۰۰ س. گ درجو تودوخې پر مټ ورڅخه بېلېږي. دا مهال د الوتونکي اوسمیم تیتراکسایډ OsO_4 بڼه اسونه تصعیدېږي او تر دې وروسته د سوډیم هایډروکسایډ NaOH په محلول باندې جذبول کېږي.

د محلول په بڼه اسولو (تبخیرولو) مالگه (سوډیم پراوسماټ $Na_2[OsO_2(OH)_4]$) ترې بېلېږي چې تر دې وروسته د تودوخې په ۱۲۰ س. گ درجو کې د هایډروجن H_2 پر مټ تر اوسمیم Os پورې بشپړېږي چې معادله يې دا ده:

$$Na_2[OsO_2(OH)_4] + 3H_2 \rightarrow 2NaOH + Os + 4H_2O$$

په دې تعامل سره اوسمیم د اسفنج په ډول جوړېږي.

کارونه يې

- اوسمیم د ډېر کلکوالي او د ویلي کېدو د ډېرې لوړې تودوخې په لرلو سره دا شونتیا برابروي چې په ځینو داسې ځایونو کې وکارېږي چې د سولیدو مخنیوی وکړي.

- اوسمیم د امونیا NH_3 د سینتیز لپاره د کتالیسټ (کتالیزر) په توګه، د عضوي مرکبونو هایډروجني کول، د میتانولي CH_3OH سون پیلونو په کتالیستونو کې کارېږي.
- د اوسمیم او تنګستن ګډوله فلز د برېښنا په تودېدونکیو ګروپونو کې د رڼا کوونکي سیمونو (سپیرینګونو) په جوړولو کې کارېده.
- داسې مالومات شته چې اوسمیم په پوځي چارو کې، د توپچي کارتوسو د یوې برخې، او توغندیو د سروکي (سرګلولې) په جوړولو کې کارېږي. همدا راز د هوایي او توغندیز تخنیک په الکتروني سامان الاتو کې کارېږي.
- له ایریډیم **Ir** او روتینیم **Ru** سره د ډېرو کلکو او نه زړېدونکیو ګډوله فلزونو په جوړولو کې کارېږي.
- د اوسمیم تیتراکسایډ OsO_4 په الکتروني میکروسکوپۍ کې د بیولوجیکي اجسامو د ثبتولو لپاره کارېږي.
- د پلاتین (۹۰ سلنه) او اوسمیم (۱۰ سلنه) ګډوله فلز په بدن کې د زیانمنېدونکیو غړیو په رغاونه او جوړونه (**implant**) کې په جراحۍ کې کارېږي، لکه په (**pacemaker**) او د سږیو د نلکۍ پر ځای.

۷۷. ایریډیم

ایریډیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د شپږمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۷۷ او سېمبول یې **Ir** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Iridium**)، په انګلیسي کې (**Iridium**) او په روسي ژبه کې (**Ирúдий**) دی. ایریډیم ډېر کلک، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی، د ویلي کېدو د لوړې درجې لرونکی، د پلاتیني ګروپ

او انتقالي فلز دی چې لوړ کثافت لري او دا فیزیکي کمیت (پارامتر) یې یوازې له اوسمیم سره پرتله کېدونکی دی. د زنګ نه وهلو ډېر مقاومت لري، ان د تودوخې په ۲۰۰۰ س. ګ درجو کې هم. د دې عنصر د ثبت د سي اې اېس (CAS) شمېره (**۷۴۳۹-۸۸-۵**) دی.

انځور: ایریډیم ډېر کلک، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی

تاریخچه او د نامه ریښه یې

ایریډیم پر ۱۸۰۳ ز کال انګلیسي کیمیاپوه «سمیټسون ټینانټ» (**۱۷۶۱- ۱۸۱۵**) له اوسمیم **Os** سره هممهال کشف کړ. دا عنصرونه په طبیعي پلاتین **Pt** کې، چې له سویلي امریکا څخه راوړل شوی وو، د اضافي توکیو په توګه شتون درلود. «ټینانټ» د ځو پوهانو له شمېر څخه لومړی کس وو چې پر پلاتین باندې یې د سلطاني تېزابو **HNO_3 + ۳ HCl** د اچولو پر مټ په پوره کچې سره نه حلېدونکی پاتې شونی لاس ته راوړ او په هغه کې یې تر دې مخکې نااشنا فلزونه مالوم کړل.

ايريډيم د لرغونې يوناني ژبې له (ἶρις) څخه اخيستل شوی چې د «سرې زرغونې» په مانا دی. دې فلز ته دا نوم د دې د مالگو د بېلابېلو رنگونو په پام کې لرلو سره ورکړ شوی دی.

په طبیعت کې د ایریډیم شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د ايريډيم شتون ډېر لږ دی، د کتلې له پلوه 10^{-6} سلنه دی. دی تر سرو زرو او پلاتينو هم لږ موندل کېږي. له روډيم **Rh** ، رينيم **Re** او روتېنيم **Ru** سره يو ځای موندل کېږي. د هغو عنصرونو په ډله کې راځي چې تر ټولو ډېر لږ موندل کېږي او لږه پراختيا يې موندلې . دا عنصر په پرتلیزه توگه ډېری مهال په میټیوریټ (**Meteorite**) اسماني ډبرو کې موندل کېږي. دا مستثنا نه ده چې د دې فلز عيني شتون په اصل کې د ځمکې په غونډاري کې ډېر دی. د ده ډېر کثافت او وسپنې ته ډېر ورته والی کولای شو چې له (**Protoplanetary disk**) څخه د ځمکې د جوړېدو پر مهال ايريډيم د ځمکې د غونډاري ژورې ته (د ځمکې هستې) ته ولېږدول شي. د دې فلز لږه کچه د لمر په فوتوسفير (**photosphere**) کې هم کشف شوې ده.

ايريډيم په داسې مينرالونو کې شتون لري لکه نيويانسکيټ (**Os, Ir, Rh**) ، سيسيرتسکيټ (**Os, Ir**) او اوروسميريډ .

کانونه او راايستنه يې: د اوسميمي ايريډيم کانونه په سويلي افريقا جمهوريت، کاناډا، روسيه، امريکا متحدو ايالتونو، او نوې گوينيا کې دي. په ځمکه کې د ايريډيم کالني توليد نړدې ۳ ټنه دی.

لاس ته راوړل يې

د ايريډيم د لاس ته راوړلو بنسټيزه سرچينه د مسي - نيکلي توليداتو انودي پوسې دي. د پلاتيني گروپ فلزونو له ټينگتوکيو څخه سره زر **Au** ، پالاډيم **Pd** ، پلاتين **Pt** او نور

فلزونه بېلېږي. پاتې شوی توکی، چې روتېنيم Ru ، اوسميم Os او ايريډيم په خپل ترکيب کې لري، له پوتاسيم نايټرايټ KNO_3 او پوتاسيم هايډروکسايډ KOH سره ويلي کيږي، ګډوله فلز په اوبو مينځل کيږي، محلول يې په اکسيجن O_2 اکسايډ کيږي، اوسميم تيتراکسايډ OsO_4 او روتېنيم تيتراکسايډ RuO_4 د تقطير پر مټ سره جلا کيږي او پاتې توکی چې ايريډيم لري له سوډيم پراکسايډ Na_2O_2 او سوډيم هايډروکسايډ NaOH سره يو ځای ويلي کيږي. دا ګډوله فلز په سلطاني تېزابو $3\ HCl + HNO_3$ او د امونيم کلورايډ NH_4Cl په محلول سره پاکيږي، ايريډيم د $(NH_4)_2[IrCl_6]$ مجموعي مرکب په ډول تل ته ښکته کيږي، وروسته تودوخه ورکول کيږي، سور کيږي او د ايريډيم فلز لاس ته راځي.

له غيرنجيبه فلزونو څخه د ايريډيم جلا کول د ايوني تبادلې (Ion exchange) مېتود راتلونکې لري . د اوسميمي ايريډيم د مينرالونو له ګروپ څخه د ايريډيم جلا کول مينرالونه له باريم اکسايډ BaO سره يو ځای ويلي کيږي، د مالګې په تېزابو HCl او سلطاني تېزابو پاکيږي، اوسميم تيتراکسايډ OsO_4 د تقطير پر مټ سره جلا کيږي او ايريډيم د $(NH_4)_2[IrCl_6]$ مرکب په ډول تل ته ښکته کيږي.

ايزوټوپونه يې

طبيعي ايريډيم ۲ پايښت لرونکي او ۳۴ راديواکتيفي ايزوټوپونه لري چې د کتلو شمېرې يې له ۱۷۴ څخه پيل او پر ۱۹۹ پای ته رسيږي. پايښت لرونکي يې يو د ^{191}Ir ايزوټوپ دی چې ايزوټوپي ډېروالی يې ۳۷,۳ سلنه دی. دويم يې د ^{193}Ir ايزوټوپ دی چې ايزوټوپي ډېروالی يې ۶۲,۷ سلنه دی. د دې عنصر له ۳۴ مصنوعي راديواکتيفي ايزوټوپونو څخه تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{192}Ir ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۷۳,۸۳ ورځې دی . همدا راز ګڼ شمېر هسته يي ايزوميرونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه يې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د $^{192m2}Ir$ ايزومير دی چې نيمايي عمر يې ۲۴۱ کاله دی. د نورو

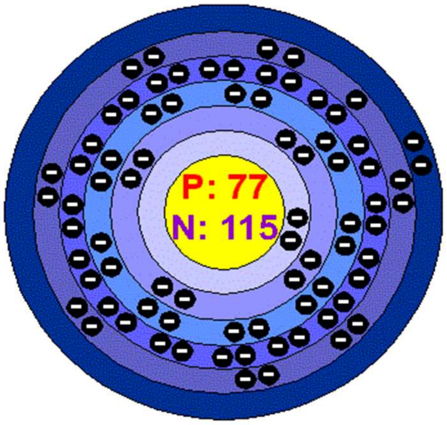
ټولو ایزومیرونو نیمايي عمر يې تر يوه کاله لنډ دی، د ډېری هغو نیمايي عمر يې تر يوې ورځې پورې دی.

د ایریډیم اتوم

د ایریډیم د اتوم هسته له ۷۷ پروتونونو او ۱۱۵ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۷۷ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۶ انرژيکي سويې لري، په بله وينا د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۶ ده. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په درېيمه کې يې ۱۸، په څلورمه کې يې ۳۲، په پېنځمه کې يې ۱۵، او په شپږمه انرژيکي سويه کې يې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۹۲ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د ایریډیم اتومي کتله ۱۹۲,۲۱۷ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Xe]\ 4f^{14}\ 5d^{7}\ 6s^{2}$ سره ښودل کيږي.
- د اتوم نیمايي قطر يې ۱۳۶ پ. م دی.



انځور: د ایریډیم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

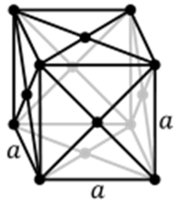
- د ایریډیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۲۲,۵۶ ± ۰,۰۱ ,۲۲/۲** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۲۴۶۶** ده. (د ک په شمېر **۲۷۳۹** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۴۴۲۸** ده. (د ک په شمېر **۴۷۰۱** ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۲۶,۰** کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې ۶۱۰ کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۵,۱** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې **۸,۵۴** س. م. م\موله دی.

ایریډیم درونډ، سپینو زرو ته ورته رنگ لرونکی فلز دی، د ډېر کلکوالي لامله په سختۍ د میخانیکي بدلون تر اغېز او فشار لاندې راځي. بربښنایي مقاومت یې د تودوخې په

صفر س. گ درجه کې $5,30 \cdot 10^{-8}$ اوم متره دی؛ د تودوالي د پراختیا ضریب یې $6,50 \cdot 10^{-6}$ گراده دی.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د ایریډیم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې ۳,۸۴۰ انگسترومه دی.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې ۴۳۰,۰۰ کیلوینه ده.



انځور: د ایریډیم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري

کیمیایي خواص یې

- د ایریډیم کووالینسي نیم قطر ۱۲۷ پ.م دی.
- د ایون نیم قطر یې (+۴e) ۶۸ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۲,۲۰ پاولینگه دی.
- الکترودي ځواک یې ۱,۰۰ Ir^{3+}←Ir ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۶، ۴، ۳، ۲، ۱، ۰، ۱-دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۸۶۸,۱ کیلوجوله\موله ده.

ایریډیم په هوا کې د هوا د تودوخې په عادي درجو او تودولو سره ثابت دی، پوډر یې د اکسیجن په بهیر کې د تودوخې په ۶۰۰-۱۰۰۰ س. گ درجو سور کولو سره په لږه کچه

ایریډیم (IV) اکسایډ IrO_2 جوړوي. تر ۱۲۰۰ س.گ درجو څخه لوړه تودوخه کې یې لږ کچه په دې IrO_3 ډول بړاسېږي. دا فلز د تودوخې تر ۱۰۰ س. گ درجو پورې له ټولو پېژندل شویو تېزابونو او د دوی له مخلوطونو سره تعامل نه کوي. د تازه ایریډیمي ختېبل یوه برخه په سلطاني تېزابو کې حلېږي، د ایریډیم (III) او ایریډیم (IV) مرکبونو مخلوط جوړوي. د ایریډیم پوډر (وړه بڼه) ښایي چې د تودوخې په ۶۰۰ - ۹۰۰ س. گ درجو کې د الکلي فلزونو د کلورایډونو په شتون کې په کلورین ورکولو سره حل شي، یا د سوډیم پراکسایډ Na_2O_2 یا باریم پراکسایډ BaO_2 په سره کولو او تر دې وروسته په تېزابونو کې حلولو سره حل شي. ایریډیم د تودوخې په ۴۰۰-۵۰۰ س.گ درجو کې له فلورینو F_2 سره او د تودوخې په سره رنگ خپلولو له کلورینو Cl_2 او سولفور S سره تعامل کوي.

د دوه ظرفیتي ایریډیم مرکبونه:

- ایریډیم (II) کلورایډ $IrCl_2$ ځلاند او د ټینگ زرغون رنگ لرونکي بلورونه دي. په تېزابونو او الکلیو کې ښه نه حلېږي. تر ۷۷۳ س. گ درجو تودوخې ورکولو سره په IrCl او کلورینو Cl_2 باندې تجزیه کېږي؛ د تودوخې تر ۷۹۸ لوړو س. گ درجو کې په بېلو بېلو متشکله عنصرونو وېشل کېږي. فلزي ایریډیم ته په تودوخې ورکولو، یا ایریډیم (III) کلوریډ $IrCl_3$ ته د کلورینو په بهیر کې د ۷۶۳ س. گ درجو په تودوخې ورکولو سره لاس ته راځي.
- ایریډیم (II) سولفیډ IrS ، ځلاند، د ټینگ شنه رنگ لرونکی توکی دی. په اوبو او تېزابونو کې لږ حلېږي. په پوتاسیم سولفیډ کې حلېږي. د سولفور په بړاسونو کې فلزي ایریډیم ته په تودوخې ورکولو سره لاس ته راځي.

د درې ظرفیتي ایریډیم مرکبونه:

- ایریډیم (III) اکسایډ Ir_2O_3 جامد، د تېینګ شنه رنګ لرونکی توکی دی. په اوبو او ایتانول کې لږ حلیږي. په سولفوریک اسیډ H_2SO_4 کې حلیږي. د ایریډیم (III) سولفیډ Ir_2S_3 په لږ سره کولو (تودوخه ورکولو) سره لاس ته راځي.
- ایریډیم (III) کلورایډ $IrCl_3$ الوتونکی مرکب دی، رنګ یې د میده شوي توکي او خالصوالي پورې اړه لري او له تېینګ زیتوني رنګ څخه پیل تر نري زېړ- زرغون رنګه پورې وي. د تېینګ زیتوني رنګ مرکب کثافت یې په یو س. م. م کې ۵,۲۹۲ ګرامه دی. په اوبو، الکلیو، او تېزابونو کې لږ حلیږي. د تودوخې په ۷۶۵ س. ګ درجو کې په ایریډیم ډای کلورایډ $IrCl_2$ او کلورینو Cl_2 تجزیه کیږي. د تودوخې په ۷۷۳ درجو کې په ایریډیم (I) کلورایډ IrCl او کلورینو تجزیه کیږي. د تودوخې تر ۷۹۸ لوړو درجو کې په متشکله عنصرونو وېشل کیږي. د لمر په روښانه رڼا کې تر ۲۰۰ س. ګ درجو سره شوي ایریډیم باندې د لږ کاربون مونوکسایډ CO لرونکي کلورین اچولو په پایله کې جوړیږي. په همدغسې شرایطو کې تر ۱۵-۲۰ دقیقو وروسته د ایریډیم نړه کلورایډ لاس ته راځي.
- ایریډیم (III) برومایډ $IrBr_3$، زیتوني- زرغون رنګ لرونکي بلورونه دي. په اوبو کې حلیږي، په الکولو کې لږ حلیږي. د تودوخې په ۱۰۵-۱۲۰ س. ګ درجو کې وچیږي (بې اوبو کیږي). د ډېرې تودوخې په ورکولو په عنصرونو تجزیه کیږي. د ایریډیم (IV) اکسایډ IrO_2 او هایډرو برومیک اسیډ HBr پر اضافه کولو او ورسره ګډولو په پایله کې لاس ته راځي.
- ایریډیم (III) سولفیډ Ir_2S_3، یو جامد قهوه یي رنګه توکی دی. تر ۱۰۵۰ س. ګ درجې لوړه تودوخه کې په عنصرونو تجزیه کیږي. په اوبو کې لږ حلیږي. په نایټریک اسیډ HNO_3 او د پوتاسیم سولفیډ K_2S په محلول کې حلیږي. پر ایریډیم (III) کلورایډ $IrCl_3$ باندې د هایډروجن سولفیډ H_2S د اچولو په پایله،

یا په سرپټې او سربنده خلا کې د تودوخې تر ۱۰۵۰ س. گ درجو پورې له سولفور S سره د پوډرې بڼې ایریډیم د تودولو په پایله کې لاس ته راځي.

د څلورظرفیتي ایریډیم مرکبونه:

- ایریډیم (IV) اکسایډ (ایریډیم ډای اکسایډ) IrO_2، تور تیتراگونال بلورونه دي او جالۍ یې د روټیل TiO_2 مینرال د جالۍ ډول دی. کثافت یې په یو س. م. م کې ۳,۱۵ گرامه دی. په اوبو H_2O ، ایتانول C_2H_5O او تېزابونو کې لږ حلیږي. د هایډروجن H_2 پر مټ تر فلزه نره کیږي. د تودوخې ورکولو پر مهال په عنصرونو سره جلا کیږي (تفکیک کوي). د پوډرې بڼې ایریډیم ته په هوا کې د تودوخې ورکولو، یا په اکسیجن کې تر ۷۰۰ س. گ درجو تودوخې ورکولو، د IrO_2*nH_2O په تودولو سره لاس ته راځي.
- ایریډیم (IV) فلورایډ (ایریډیم تیترافلورایډ) IrF_4، زېړه غوړینه مایع ده، په هوا کې وېشل کیږي او د اوبو پر مټ تجزیه کیږي (هایډرولیز کیږي). د ایریډیم له پوډر سره ایریډیم هیگزافلورایډ IrF_6 ته د ۱۵۰ س. گ درجو تودوخې په ورکولو سره لاس ته راځي.
- ایریډیم (IV) کلورایډ $IrCl_4$، له هوا څخه د اوبو د بړاسونو جذبوونکی قهوه یي رنگه جامد توکی دی. په سړو اوبو کې حلیږي او د تودو اوبو پر مټ تجزیه کیږي. له کلورینو Cl_2 سره فلزي ایریډیم ته په لوړ فشار کې په ۶۰۰-۷۰۰ س. گ درجو تودوخې ورکولو سره لاس ته راځي.
- ایریډیم (IV) بروماېډ $IrBr_4$ ، په هوا کې خپرېدونکی شین توکی دی. په ایتانول C_2H_5O کې حلیږي ؛ په اوبو کې تجزیه کیږي، د تودولو پر مهال په عنصرونو وېشل کیږي او سره جلا کیږي. د تودوخې په ټیټو درجو کې د ایریډیم (IV) اکسایډ IrO_2 او هایډروبرومیک اسیډ HBr په تعامل کولو سره لاس ته راځي.

- ایریډیم (IV) سولفیډ IrS_2، یو جامد قهوه یي رنګ لرونکی توکی دی. په اوبو کې لږ حلیږي. د ایریډیم (IV) د مالګو له محلولونو څخه د هایډروجن سولفیډ H_2S د تېرولو پر مهال، یا په سرپټې خلا کې، پرته د هوا له ورپرې ښودو څخه له سولفور S سره یو ځای د پوډري بڼې لرونکي فلزي ایریډیم د تودولو پر مهال لاس ته راځي.

د شپږ ظرفیتي ایریډیم مرکبونه:

- ایریډیم (VI) فلورایډ (ایریډیم هیګزافلورایډ) IrF_6 ، زیړ تیټراګونال بلورونه دي. د ویلي کېدو تودوخه یې ۴۴ س.ګ درجې ده، کثافت یې په یو س.م.م کې ۶,۰ ګرامه دی. د فلزي ایریډیم تر اغېز لاندې په ایریډیم تیترافلورایډ IrF_4 بدلیږي، د هایډروجن H_2 پر مهال تر فلزي ایریډیمه نړه کیږي. له فلوریټ CaF_2 مینرال څخه په جوړه شوي نلکۍ کې د ایریډیم د تودولو پر مهال لاس ته راځي. پیاوړی اکسایډ کوونکی دی، له اوبو H_2O او نایټروجن مونوکسایډ (نایټریک اسیډ) NO سره تعامل کوي چې معادلې یې دا دي:

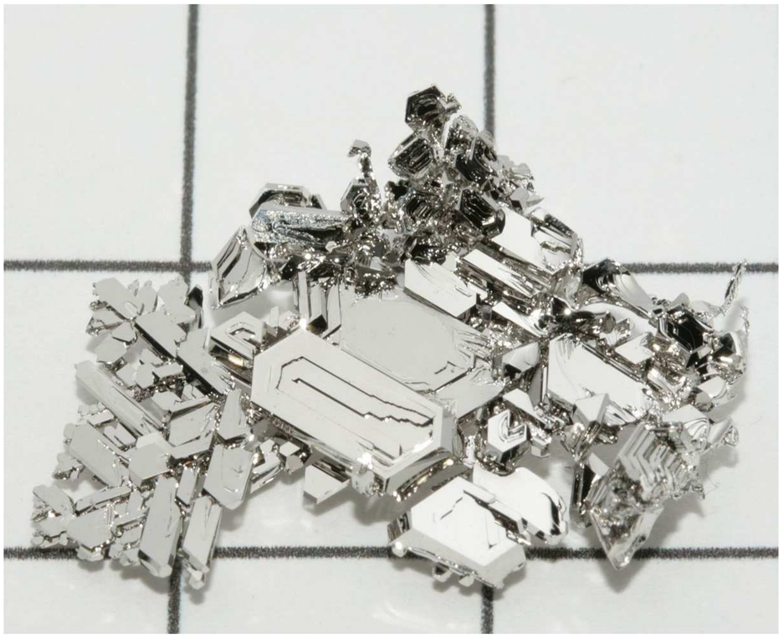
$$2IrF_6 + 10H_2O \rightarrow 2Ir(OH)_4 + 12HF + O_2 \uparrow$$

$$IrF_6 + NO \rightarrow NO[IrF_6]$$

- ایریډیم (VI) سولفیډ IrS_3 ، خړ، په اوبو کې لږ حلېدونکی پوډر دی. په سربنده خلا کې د ډېر سولفور په شتون کې د پوډري وزمه فلزي ایریډیم په تودولو سره لاس ته راځي. که په کوټلې توګه وویل شي نو د شپږ ظرفیتي ایریډیم مرکب نه دی، ځکه چې د S-S اړیکی لري.

۷۸. پلاتین

پلاتین د کیمیايي عنصرونو د دوره يي جدول د شپږمې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې ۷۸ او سېمبول يې **Pt** دی. د دې عنصر نوم په انګلیسي ژبه کې (**Platinum**) او په روسي ژبه کې (**Плáтина**) دی. دا يو ځلاند، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی. د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره (۴-۰۶-۷۴۴۰) ده.



انځور: پلاتین يو ځلاند، سپينو زرو ته ورته رنګ لرونکی، درووند، نرم فلز دی

تاريخچه يې

پلاتین تر ۱۸ زېږدي پېړۍ په اروپا، اسيا او افريقا کې چا نه پېژاند، خو د انډيز (**Andes**) تمدنونو (اينکا او مویسکا) په پخوا زمانو کې رااېسته او کاراوه يې. هغه لومړني اروپایان چې پلاتین يې وپېژاند کونکیستاډوران (**Conquistadors**) ول چې د ۱۲ ز

پېرۍ په نیمایي کې یې ورسره پېژندګلوي وکړه. داسې ګڼل کېږي چې د پلاتینو په اړه لومړی ځل ایټالیایي-پرانسي هیومانیست، فیلسوف، د تاریخي ژېپوهنې څانګپوه، ډاکتر او شاعر «جولیوس سیزار سکالیژر» (۱۴۸۴- **۱۵۵۸**) په خپل یوه کتاب کې چې پر **۱۵۵۷** ز کال چاپ شوی وو، یادونه کړې وه. ده په دې کتاب کې له ایټالیایي شمېرپوه، انجنیر، فیلسوف، ډاکتر او ستورپوه «کاردانو جیرولامو» سره د «فلز» جاج په اړه مباحثه کولو کې له هندوراس څخه د کوم داسې توکي په اړه کیسه کړې چې نه ویلي کېږي، احتمال لري چې دا توکی پلاتین وو.

پر **۱۷۳۵** ز کال اسپانیایي پاچا فرمان لاسلیکوي چې نور دې اسپانیا ته پلاتین نه وروارد یږي. امر شوی وو چې په کولمبیا کې تر لاسه شوې ټوټې یې باید په کره ډول له سرو زرو څخه بېلې شي او د شاهي جګپوړیو مامورینو تر څارنې لاندې دې په د «ریو- دېل - پینتو» سیندګي په ژورو ځایونو کې ډوب کړای شي. پلاتین له سرو زرو سره په اسانۍ ویلي کېږي، کثافت یې له هغوی څخه نږدې نه توپیرېږي او دا لامل وو چې درغلي (جعلي) اېکیو وهونکیو له دې خاصیت څخه کار اخیست. شاهي سپارښتنه ۴۰ کاله وروسته لغوه شوه او د مادرید چارواکیو امر وکړ چې پلاتین دې اسپانیا ته ور پرې ښودل شي چې وروارد شي، د دې لپاره چې پخپله د سرو او سپینو زرو درغلي ایکۍ (سکې) ترې جوړې کړي. پر ۱۸۲۰ ز کال اروپا ته له ۳ تر ۷ ټنه پلاتین یووړول شول. کیمیاګرو هم همدلته ورسره پېژندګلوي وکړه، دوی داسې ګڼله چې تر ټولو ډېر دروند فلز سره زر دي. په اصل کې د زښت ډېر کثافت لرونکی پلاتین تر سرو زرو دروند راوخوت، ځکه خو کیمیاګرو دی د بې ګټې فلز په نامه یاد کړ او د دوزخي فلز ځانګړتیاوې یې ورکړې. وروسته په پرانسه کې د پلاتینو کارونه لږ لږ پیل شوه، هغه مهال کله چې له دې فلز څخه د متر ستاندارت او وروسته بیا د کیلوګرام ستاندارت جوړ شو.

د ځینو سرچینو د مالوماتو پر بنسټ اسپانیایي سمندري سیلاني «انتونیو دې اولوا» پر **۱۷۴۴** ز کال د پلاتینو ځینې بېلګې لندن ته یووړې. ده د پلاتینو په اړه خپل بیان سویلي

امریکا ته د خپل سفر په هغه رپوټ کې کړی وو چې پر ۱۷۴۸ ز کال چاپ شوی وو. پرانسي کیمیاپوه «انتوان لاورینټ لاوېزیر» پر ۱۷۸۹ ز کال پلاتین د ساده توکیو په نوملړ کې ونیو. دا فلز لومړی ځل په نړه ډول انګلیسي کیمیاپوه «ویلیام هایډ ولاستون» (۱۷۶۶-۱۸۲۸) پر ۱۸۰۳ ز کال له پلاتیني کاني ډبرې څخه تر لاسه کړ.

د نامه ریښه یې

د پلاتین نوم پر دغه فلز باندې اسپانیایي کونکیستاډورانو (بریمنو) د ۱۶ ز پېړۍ په نیمایي کې هغه مهال کېښود چې دوی لومړی ځل د سویلي امریکا د کولمبیا په خاوره کې له دې نوي فلز سره پېژند ګلوي وکړه. دوی چې کله لومړی ځل دا فلز ولید نو ظاهري بڼه یې سپینو زرو ته ورته وه، او سپینو زرو ته په اسپانیایي ژبه کې پلاتا «**plata** » وایي، نو د پلاتین نوم یې هم له دغه نامه څخه ورته غوره کړ. پخپله دا کلمه د «کوچني سپین زر»، یا «سپین زرګی»، «سپین زرکی» مانا لري. د دې فلز په وړاندې داسې بې قدره سلوک له دې لامله وو چې د پلاتینو د ویلي کېدو د تودوخې درجه ډېره لوړه وه او تر ډېرې مودې چا نه شو کولای چې ویلي یې کړي او وبې کاروي، له همدې لامله اوږده موده بې کارېدنې پاتې وو او تر سپینو زرو دوه ګرایه ټیټه ارزول کېدل.

په طبیعت کې د پلاتینو شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د پلاتینو کچه د کتلې له پلوه $5 \cdot 10^{-7}$ سلنه ده. ان په طبیعت کې موندل شوی نړه پلاتین هم په اصل کې ګډوله فلز دی، له ۷۵ تر ۹۲ سلنې برخه یې پلاتین وي، تر ۲۰ سلنې وسپنه **Fe** وي، همدا راز ایریډیم **Ir** ، پالاډیم **Pd** ، روډیم **Rh** ، اوسمیم **Os** او کله کله مس **Cu** او نیکل **Ni** هم لري.

د پلاتینو د کانونو ډېره برخه (څه د پاسه ۹۰ سلنه) د پینځو هېوادو په خاورو کې ده. دا هېوادونه د سویلي افریقا جمهوریت، د امریکا متحد ایالتونه، روسیه، زیمبابوی او چین دي.

لاس ته راوړل یې

د طبیعي نړه پلاتین لاس ته راوړل په طبیعت کې په هغو سیمو کې چې د کشف پر مټ د پلاتین لرونکې سیمې په توګه پېژندل شوې وي، د مینځلو له لارې لاس ته راځي.

د پلاتینو د پوډري بڼې تولید پر **۱۸۰۵** زکال د انګلیسي کیمیاپوه «ویلیام هایډ ولاستون» له خوا د سویلي امریکا له کاني ډبرې څخه په لاس ته راوړلو پیل شوی وو. نن ورځ پلاتین د پلاتیني فلزونو له ټینګتوکیو څخه لاس ته راځي. لومړی ټینګتوکی په سلطاني تېزابو HNO_3+۳ HCl کې حلیږي، تر دې وروسته د نایټریک اسیډ HNO_3 د زیاتې برخې د لرې کولو لپاره ایتانول C_2H_6O او د بورې ټینګ شربت ورګډیږي. د دې تر څنګ ایریډیم او پالاډیم تر Ir^{3+} او Pd^{2+} پورې نړه کیږي. تر دې وروسته د امونیم هیګزاکلوروپلاټینات $(NH_4)_2PtCl_6$ د بېلولو لپاره امونیم کلوراید (نوشادر) وراضافه کیږي. وچ شوی ختېبل د تودوخې په ۸۰۰ - ۱۰۰۰ س. ګ درجو کې سور کیږي:

$$3(NH_4)_2[PtCl_6] \xrightarrow{T} 2N_2\uparrow + 2NH_3\uparrow + 18HCl + 3Pt$$

په دې ډول لاس ته راغلی د اسفنجي بڼې لرونکی پلاتین د لا ډېرې پاکونې لپاره یو ځل بیا په سلطاني تېزابو کې حلیږي، ترکیب یې د امونیم هیګزاکلوروپلاټینات $(NH_4)_2PtCl_6$ او د پاتې شوني په سره کولو (ډېرې تودوخې ورکولو) ترسره کیږي. تر دې وروسته پاک شوی او نړه شوی اسفنجي پلاتین ویلي کیږي او خښتې ترې جوړیږي. په کیمیایي یا الکتروکیمیایي مېتود سره د پلاتین د مالګو له محلولونو څخه د پلاتینو ډېره وړه پوډري بڼه لاس ته راځي.

ایزوټوپونه یې

طبیعي پلاتین له پینځو پایښت لرونکیو ایزوټوپونو ^{192}Pt، ^{194}Pt، ^{195}Pt، ^{196}Pt، ^{198}Pt او یوه ډېر عمر لرونکي ^{190}Pt رادیواکتیفي ایزوټوپه، چې نیمایي عمر یې $۲.۵(۳)\times۱۰^{۱۱}$ کاله دی، جوړ دی. تر ټولو ډېر خپور شوی یې د ^{195}Pt ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې ۳۳,۸۳ سلنه دی. همدا راز تر اوسه د دې عنصر نور ۳۱ رادیواکتیفي مصنوعي ایزوټوپونه هم پېژندل شوي چې د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{193}Pt ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۵۰ کاله دی. د نورو ټولو ایزوټوپونو نیمايي عمر یې تر یوه کاله لنډ دی، د ډېری هغو نیمایي عمر یې تر یوې ورځې هم لنډ دی. د دې عنصر د پېژندل شویو ایزوټوپونو د کتلو شمېرې له ۱۶۶ څخه پیل او پر ۲۰۲ پای ته رسیږي.

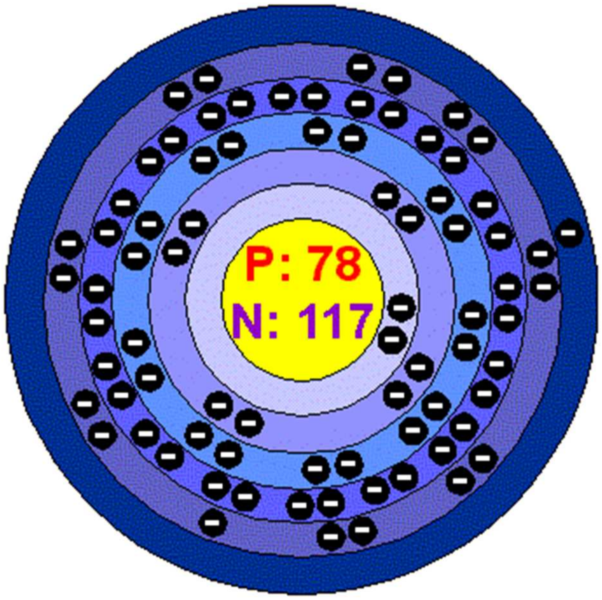
د پلاتینو اتوم

د پلاتینو د اتوم هسته له ۷۸ پروتونونو او ۱۱۷ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۷۸ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۶ ده، په بله وینا د پلاتینو اتوم ۶ انرژیکي سویې لري. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په دریېمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۲، په پینځمه کې یې ۱۷، او په شپږمه انرژیکي سویه کې یې ۱ الکترون سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۹۵ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د پلاتینو اتومي کتله ۱۹۵,۰۸۴ اتومي واحده ده.

- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Xe]\ 4f^{14}\ 5d^{9}\ 6s^{1}$ سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې **۱۳۹** پ. م دی.



انځور: د پلاتينو د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

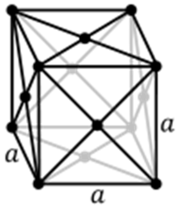
- د پلاتين کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې **۲۱,۴۵** - **۲۱,۰۹** گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۱۷۶۸,۳** ده. (د ک په شمېر **۴,۲۰۴۱** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۳۸۲۵** ده. (د ک په شمېر **۴۰۹۸** ده).
- د ويلي کېدو تودوالی يې **۲۱,۷۶** کيلوجوله\موله دی.
- د براس تودوالی يې **۴۷۰** ~ کيلوجوله\موله دی.

- د تودوالي مولي ظرفيت يې **۲۵,۸۵** جوله\(کيلوين. موله) دی.
- مولي حجم يې ۹,۱۰ س. م. م\موله دی.

پلاتين سپين فلز دی. برېښنايي مقاومت يې د تودوخې په صفر س. گ درجه کې ۰,۰۹۸ ميکروم متره دی. دا يو له ډېرو درندو او يو له ډېرو کمپېبنه فلزونو څخه دی. اتومي کثافت يې په يو س. م. م کې ۶,۶۲۰۱۰^۲۲ اتومه دی.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د پلاتينو د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې ۳,۹۲۰ انگسترومه دی.
- د ډيباي د تودوخې درجه يې ۲۳۰,۰۰ کيلوينه ده.



انځور: د پلاتينو د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري

کيميايي خواص يې

- د پلاتينو کووالينسي نيم قطر ۱۳۰ پ. م دی.
- د ايون نيمايي قطر يې (e^{4+}) **۲۵** (e^{2+}) ۸۰ پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې **۲,۲۸** پاولينگه دی.
- الکترودي څواک يې ۱,۲۰ **$Pt \leftarrow Pt^{2+}$** ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجې يې ۴، ۲، ۰ دي.

- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي يې ۱,۸۲۸ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۹,۰۰) الکترون ولټه ده.

پلاتین د کیمیایي خواصو له پلوه پالاډیم **Pd** ته ورته دی، خو ډېره کیمیایي پایداري ښیي. یوازې له سرو شویو سلطاني تېزابو **HNO۳ + ۳ HCl** سره تعامل کوي چې معادله يې دا ده:

$$3Pt + 4HNO_3 + 18HCl \rightarrow 3H_2[PtCl_6] + 4NO\uparrow + 8H_2O$$

پلاتین په تېینګ، سره شوي سولفوریک اسیډ **H۲SO۴** او مایع برومینو **Br۲** کې ورو ورو حلیږي. دا فلز له نورو غیرعضوي او عضوي تېزابونو سره تعامل نه کوي. د تودولو پر مهال له الکلیو او سوډیم پراکسایډ **Na۲O۲**، هالوجینونو (په تېره بیا د الکلي فلزونو د هالیډونو په شتون کې) سره تعامل کوي. په دې لاندې معادله کې یې له کلورینو **Cl۲** او سوډیم کلورایډ **NaCl** (د خواړو مالګې) سره تعامل ښودل شوی دی:

$$Pt + 2Cl_2 + 2NaCl \rightarrow Na_2[PtCl_6]$$

دا فلز د تودولو پر مهال له سولفور **S**، سیلینیم **Se**، ټیلوریم **Te**، کاربون **C** او سیلیکون **Si** سره تعامل کوي. دی لکه د پالاډیم په څېر کولای شي چې مالیکولي هایډروجن حل کړي، خو د جذبېدونکي هایډروجن حجم لږ دی او د پلاتینو د هایډروجن ورکولو وړتیا هم لږه ده.

پلاتین د تودولو پر مهال له اکسیجن **O۲** سره تعامل کوي او الوتونکي اکسایډونه جوړوي. د دې عنصر دا لاندې اکسایډونه بېل شوي لکه تور پلاتینیم اکسایډ **PtO**، قهوه يي رنګه پلاتینیم اکسایډ **PtO۲**، سور او قهوه يي رنګه پلاتینیم ترای اکسایډ **PtO۳**، همدا راز پلاتینیم **(III)** اکسایډ **Pt۲O۳** او ترای پلاتینیم تیترا اکسایډ **Pt۳O۴**.

د پلاتینو دا هایډروکسایډونه پېژندل شوي لکه پلاتینیم هایډروکسایډ $Pt(OH)_2$ او پلاتینیم (IV) هایډروکسایډ، $Pt(OH)_4$. هر یو یې د خپل کلوروپلاټینات د الکلي هایډرولیز پر مټ لاس ته راځي، د ساري په توګه:

$$Na_2[PtCl_4] + 2NaOH \rightarrow 4NaCl + Pt(OH)_2 \downarrow$$

$$Na_2[PtCl_6] + 4NaOH \rightarrow 6NaCl + Pt(OH)_4 \downarrow$$

دا هایډروکسایډونه امفوتیریک خواص ښیي:

$$Pt(OH)_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2[Pt(OH)_4]$$

$$Pt(OH)_2 + 4HBr \rightarrow H_2[PtBr_4] + 2H_2O$$

$$Pt(OH)_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2[Pt(OH)_6]$$

$$Pt(OH)_4 + 6HBr \rightarrow H_2[PtBr_6] + 4H_2O$$

پلاتینیم هیګزافلوراید PtF_6 د ټولو پېژندل شویو کیمیایي مرکبونو له شمېر څخه یو له ډېرو پیاوړیو اکسایډ جوړوونکیو څخه دی، او دا وړتیا لري چې د اکسیجن O_2 او کسینون Xe مالیکولونه اکسایډ کړي:

$$O_2 + PtF_6 \rightarrow O_2^+[PtF_6]^-$$

دا $O_2^+[PtF_6]^{2-}$ مرکب الوتونکی دی او د اوبو H_2O پر مټ په فلوروپلاټینات (IV)، لږ کچه اوبه لرونکي پلاتینیم (IV) ډای اکسایډ PtO_2 ، او په لږ ازون O_3 لرونکي اکسیجن O_2 تجزیه کیږي.

کاناډايي کيميا پوه «نيل بارټليټ» يو له هغو پوهانو څخه وو چې د پلاتينيم هيګزافلوراېډ PtF_6 په مرسته يې د کسينون Xe لومړنی اصلي کيميايي مرکب يانې کسينون هيګزافلوروپلاټيناټ $XePtF_6$ لاس ته راوړ.

د «ن. بارټليټ» له خوا د کسينون Xe او پلاتينيم هيګزافلوراېډ PtF_6 کشف شوی تعامل، چې کسينون هيګزافلوروپلاټيناټ $XePtF_6$ يې جوړ کړ، د نجيبه ګازونو کيميا پيل شوه. پلاتينيم هيګزافلوراېډ PtF_6 تر فشار لاندې د تودوخې په ۱۰۰۰ س. ګ درجو کې د پلاتينو په فلوراېډي کولو (فلوريډېشن) سره لاس ته راځي.

د تودوخې په ۳۵۰-۴۰۰ س. ګ درجو او عادي فشار کې د پلاتينو په فلوراېډي کولو سره د پلاتينو (IV) فلوراېډ (پلاتينيم تيترافلوراېډ) PtF_4 جوړيږي چې معادله يې په لاندې ډول ده:

$$Pt + 2F_2 \rightarrow PtF_4$$

د پلاتين فلوراېډونه له هوا څخه د اوبو د بړاسونو جذبولو وړتيا (**Hygroscopy**) لري او د اوبو H_2O پر مټ تجزيه کيږي.

پلاتينيم تيتراکلوراېډ $PtCl_4$ له اوبو H_2O سره هايډراټونه $PtCl_4 \cdot nH_2O$ جوړوي چې n = ۱, ۴, ۵ مساوي دی او ۷ سره. د مالګې په تېزابو HCl کې د پلاتينيم تيتراکلوراېډ $PtCl_4$ په حلېدو سره کلوروپلاټينيک اسيډونه $H[PtCl_5]$ او $H_2[PtCl_6]$ لاس ته راځي. د پلاتين داسې هاليډونه سينتېز شوي لکه پلاتينيم (IV) بروماېډ $PtBr_4$، پلاتينيم (II) کلوراېډ $PtCl_2$ ، $PtCl_2 \cdot 2PtCl_3$ ، پلاتينيم (II) بروماېډ $PtBr_2$ او پلاتينيم ايوډاېډ PtI_2 .

دا فلز د داسې ترکيب لرونکيو مجموعي مرکبونو د جوړولو خاصيت لري لکه $[PtX_4]^{2-}$ او $[PtX_6]^{2-}$. سويسي کيميا پوه «الفريډ ويرنر» (۱۸۶۶- ۱۹۱۹) د پلاتينو د مجموعو د څېړنې

پر مهال د مجموعي مرکبونو تيوري طرحه کړه او په مجموعي مرکبونو کې يې د ايزوميرونو د راپيدا کېدو پوهنيز بنسټ تشريح کړ.

د پلاتينو تعاملي ورتيا:

پلاتين يو له ډېرو غيرفعالو فلزونو څخه دی. دی په تېزابونو او القليو کې نه حليږي، يوازې په سلطاني تېزابو کې د حلېدو ورتيا لري. پلاتين همدا راز په سيده ډول له برومينو Br_2 سره تعامل کوي او په هغه کې حليږي.

د تودولو پر مهال د پلاتينو د تعامل کولو ورتيا ډېريږي. دی له پراکسايډونو سره تعامل کوي، او د هوا له اکسيجن O_2 سره په تماس کې له القليو سره تعامل کوي. د پلاتين نرى سيم په فلورينو F_2 کې سوځي او ډېره تودوخه ازادوي. له نورو نافلزونو لکه کلورينو Cl_2، سولفور S، فاسفورس P سره يې تعامل په لږ فعاليت سره ترسره کيږي. که پلاتين ته لا ډېره تودوخه ورکړ شي نو له کاربون C او سيليکون Si سره تعامل کوي او د وسپنې ګروپ فلزونو ته ورته جامد محلولونه جوړوي.

دا عنصر په خپلو مرکبونو کې د اکسايډ جوړولو نږدې ټولې درجې ښيي، له صفره ۰ نيولې د ۲+ په ګډون او له دوی څخه يې تر ټولو ډېره باثباته ۲+ او ۴+ درجې دي. دا فلز د ګڼ شمېر مجموعي مرکبونو د جوړولو ورتيا لري چې په سلګونو يې پېژندل شوي دي. پر ډېرو يې د هغوی د څېړونکيو کيمياپوهانو نومونه ايښودل شوي لکه د «کوس»، «مګنوس»، «پيرون»، «سيزه»، «چوګايف» او داسې نورې مالګې. په دغو مرکبونو کې روسي کيمياپوه «لېف الېکساندروويچ چوګايف» (۱۸۷۳-۱۹۲۲) لويه ونډه درلودلې ده.

د کتاليست په توګه:

پلاتين په تېره بيا په وړه (پوډري) بڼه د ډېرو کيميايي تعاملونو ډېر کارنده کتاليست دی، له هغه شمېر څخه په صنعتي پيمانه کارېدولو کې هم. د ساری په توګه پلاتين له

اروماتیکو هایډروکاربونونو سره د هایډروجن د یو ځای کولو تعامل کتالیست کوي، ان د کوټې د هوا د تودوخې په درجو او د هایډروجن د اتموسفیر په فشار کې هم. ان لا پر ۱۸۲۱ ز کال الماني کیمیاپوه «یوهان ولفګنګ دوبیرینر» (۱۷۸۰-۱۸۴۹) دا مالومه کړه چې پلاتیني تور پوډر (**Platinum black**) د یو لړ کیمیایي تعاملونو په ترسره کېدو کې مرسته کوي؛ په دې بهیر کې پخپله پلاتین کوم بدلون نه مونده. پلاتیني تور پوډر د تودوخې په عادي درجو کې د واین الکولو (ایتانول C_2H_6O) بړاسونه اکسایډ کول او د سرکې په تېزابو (اسیتیک اسیډ$C_2H_4O_2$) بېې اړول. دوه کاله وروسته «دوبیرینر» د اسفنجي پلاتینو دا وړتیا کشف کړه چې د کوټې د هوا د تودوخې په درجو کې هایډروجن H_2 ته اور اچوي او سوځوي یې. که چیرې د هایډروجن H_2 او اکسیجن O_2 مخلوط (اکسي هایډروجن) له پلاتیني تور پوډر یا له اسفنجي پلاتینو سره ولګول شي او تماس ورکړ شي نو په لومړي سر کې یې د سون تعامل (احتراقي تعامل) په پرتلیزه توګه ارام ترسره کیږي. خو لکه څنګه چې د دې تعامل پر مهال ډېره تودوخه ازادیږي، پلاتیني اسفنج سور کیږي او اکسي هایډروجن چوي. «دوبیرینر» د خپل کشف پر بنسټ «هایډروجني اورلګیت» جوړ کړ چې د اوسنیو اورلګیتو تر اختراع دمخه د اور د لاس ته راوړلو او اور بلولو لپاره په پراخه پیمانه کارېده.

انځور: پلاتین په سرو شویو (ډېره تودوخه ورکړ شویو) سلطاني تېزابو **HNO_3 + ۳ HCl** کې حلیږي

کارونه يې

- د ۱۹ پېړۍ له لومړۍ څلورمې راهيسې په روسيه کې د ډېرو کلکو پولادو په جوړولو کې کارېده.
- پلاتين د کتاليست په توګه، زياتره له روډيم سره په ګډوله فلز کې، او د پلاتيني تور پوډر په ډول کارېږي.
- پلاتين په زرګرۍ، غاښو جوړولو، او طب په ځينو نورو برخو کې کارېږي.
- له کيميايي پلوه پايدارو کيميايي لابراتواري لوښيو په جوړولو کې کارېږي.
- د لوړ کويرسيويټي (**Coercivity**) څواک لرونکيو دايمي وسپنکښو د جوړولو لپاره کارېږي.
- د لايزري تخنيک لپاره د ځانګړيو هېندارو په جوړولو کې کارېږي.
- په ګالواني فلزي قشرونو کې کارېږي.
- د پرکلوراټونو، پربوراټونو، پرکاربوناټونو، پراکسي ډای سولفوريک اسيډ $H_2S_2O_8$ د لاس ته راوړلو د الکترودونو لپاره کارېږي (په اصل کې د هايډروجن پراکسايډ H_2O_2 ټول نړيوال توليد د پلاتين له برکته شونی دی).
- د اوبتلونو د باډيو د زنګ نه وهلو په برخه کې کارېږي.
- د مقاومت حسګرونو (**Resistance thermometers**) په جوړولو کې کارېږي.

په طب کې: د پلاتين مرکبونه (په تېره بيا امينورپلاټيناټونه) د سرطان ناروغۍ د بېلابېلو بڼو په تېراپۍ او تشخيص کې د (**cytotoxic**) په توګه کارېږي. خو په اوسني وخت کې د ډيامين پلاټين تر دې لا ډېر اغېزمن کاربوکسيلاټي مجموعې کارېږي لکه کاربوپلاتين $C_6H_{12}N_2O_4Pt$ او اکساليپلاتين $C_8H_{14}N_2O_4Pt$.

په زرگرۍ کې: پلاتین او د ده ګډوله فلزونه د زرگرۍ سامان په تولید کې په پراخه پیمانه کاریږي.

د زرگرۍ نړیوال صنعت هر کال **۵۰** ټنه پلاتین کاروي. تر ۲۰۰۱ ز کاله له پلاتینو څخه د جوړو شویو ښکلاییز سامان او گاڼې ډېره برخه په جاپان کې کارېده. له ۲۰۰۱ ز کاله راهیسې د پلاتیني زرگري سامان د پلور په سلو کې **۵۰** سلنه په چین پورې اړه لري. په اوسني وخت کې په چین کې هر کال د زرگرۍ نږدې لس میلیونه سامان پلورل کیږي چې ټول وزن یې نږدې **۲۵** ټنه کیږي.

د اېکیو (سکو) په تولید کې: پلاتین، سره زر او سپین زر هغه بنسټیز فلزونه دي چې د فلزي پیسو په تولید کې کاریږي. خو پلاتین د اېکیو په تولید کې د سرو او سپینو زرو تر کارېدنې څو زره کاله وروسته وکارېد. په نړۍ کې لومړنۍ پلاتیني اېکۍ له ۱۸۲۸ ز کال څخه د **۱۸۴۵** ز کال تر پایه په روسیې امپراتورۍ کې راوتلې وې. له**۱۹۹۲** ز کاله د **۱۹۹۵** ز کال تر پایه د روسیې بانک روبلي **۲۵** گون، **۵۰** گون، او **۱۵۰** گوني پلاتیني پیسې وهلې وې.

۷۹. سره زر

سره زر د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د شپږمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۷۹ او سېمبول یې **Au** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Aurum**)، په انگلیسي کې (**Gold**) او په روسي ژبه کې (**Зóлото**) دی. سره زر یو نرم، د څټک وهلو وړتیا لرونکی، زېړ رنگ لرونکی نجیبه فلز دی. د دې عنصر د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره (**۵-۵۷-۷۴۴۰**) ده.

انځور: سره زر یو نرم، د ځلښک وهلو تاب لرونکی، زېړ رنګ لرونکی نجیبه فلز دی

تاریخچه یې

د سرو زرو کلمه په سلاویاني مورينه ژبه کې «zolto »، چې د روسي ژبې له («золото»)، د ليتوانيايي ژبې له «geltonas » چې د «زېړ» په مانا دی، د ليتونيايي ژبې له «zelts » سره نږدې دي. په ګوتيک ژبه کې «gulþ »، په جرمنۍ ژبه کې «gold »، په انګليسي کې «gold » دی؛ په سانسکريټ ژبه کې يې نوم «hiraṇyam »، په اوېستايي ژبه کې «zaranya »، په اسيتي ژبه کې «zærījnæ » دی. د سانسکريټ ژبې « hari» د «زېړ، زرين، زرغون وزمه» مانا لري. د هندواروپايي مورينې ژبې له «*ǵʰel » څخه يې ريښه اخيستل شوې چې د «زېړ، زرغون، روښان» په مانا دی. د «زېړ»، «زرغون» رنګونو نومونه هم له دغې ريښې څخه سرچينه اخلي. لاتيني نوم «aurum » يې د «زېړ» په مانا دی او له «Aurora »، چې د ګهيځ سپېدې په مانا دی، سره نږدېوالی لري.

د سرو زرو جیوکیمیا

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د سرو زرو کچه ډېره لږ ده، د کتلې له پلوه ٤,٣٠١٠$^{-١٠}$ سلنه ده. یا په بل شمېر په یو ټن کې له ۰,۵ څخه تر ۵ میلي گرامو ده، خو هغه ځایونه او کانونه چې له فلزونو څخه ښه غني دي، ښه ډېر دي. سره زر په اوبو کې هم شته. یو لیتر سمندري یا سیندي اوبه ٥٠١٠$^{-٩}$ گرامه سره زر لري او په یو کیلومترمکعب اوبو کې یې کچه **۵** کیلوگرامو ته رسیږي.

د سرو زرو لرونکیو کاني ډېرو کانونه ډېری گرانیټو ته ورته ډبرو د ودې په سیمو کې راپیدا کیږي. لږ برخه یې په نورو بېلابېلو سیمو کې پیدا کیږي.

په طبیعت کې **۱۵** سره زر لرونکي مینرالونه پېژندل شوي. نږه سره زر چې لږ لږ سپین زر، مس او ځینې نور عنصرونه هم ورسره گډ وي، هم شتون لري. د الیکتروم **Au•Ag** مینرال په طبیعت کې د موندل کېدونکیو نږه سرو زرو یو ډول دی او له **۲۵** تر **۴۵** سلنې سپین زر **Ag** هم لري. د پورپیسیټ **AuPd** مینرال، مسي سره زر، بیسموټواوریټ **(Au, Bi)**، روډیمي سره زر، ایریډیمي سره زر، او پلاتیني سره زر. همدا راز له اوسمیمي ایریډیم سره یو ځای (د اوروسمیریډ مینرال) موندل کیږي. نور مینرالونه یې د سرو زرو له ټیلورایډونو سره یو ځای وي لکه کالاویریټ **$AuTe_2$**، کرینیریټ **$AuTe_2$**، سیلوانیټ **$AuAgTe_4$**، پیټزیټ **Ag_3AuTe_2**، موټمانیټ **(Ag, Au)Te**، مونټبریټ **Au_2Te_3**، نگیاگیټ **$Pb_5AuSbTe_3S_6$**.

سره زر په طبیعت کې په نږه ډول د جوړېدو ځانگړتیا لري. د سرو زرو له نورو بڼو څخه کېدای شي د الیکتروم، د سپینو او سرو زرو گډوله فلز، چې زرغون بخون پړک لري، یادونه وشي. په غرنیو ډبرو کې سره زر زیاتره په اتومي کچه تیت شوي دي. په کانونو کې زیاتره په سولفیډي او ارسینیډي بڼو شتون لري.

د سرو زرو د پیدا کېدو ریښه

د دې فلز چارجي شمېره یا په بله وینا اتومي او پرله پسې شمېره ۷۹ د پروتونونو د شمېر له پلوه سره زر د یو له هغو لوړو عنصرونو په شمېر کې راولي، چې په طبیعت کې موندل کیږي. پخوا داسې اټکل کېده چې سره زر د سوپرنووا (supernova) ستوریو د هسته یي سینتېز د جوړېدو په بهیر کې جوړ شوي، خو له نوې تیورۍ سره سم داسې اټکل کیږي چې سره زر او نور هغه عنصرونه چې تر وسپنې درانه دي د نیوتروني ستوریو د ړنګېدو او ویجاړېدو په پایله کې جوړ شوي دي. کیهاني څارځایونه (observatory) دا توان لري چې جوړېدونکي سره زر کشف کړي، «خو موږ سپیکتروسکوپي ثبوت نه لرو چې دا ډول عنصرونه په رښتیا هم جوړیږي». د دغې تیورۍ له مخې د نیوتروني ستوري د چاودېدو په پایله کې فلزونه او ګردونه (له هغه شمېر څخه درانه فلزونه هم لکه سره زر) تشیال فضا ته غورځول کیږي، وروسته په دغه فضا کې بیا سره راټولیږي، یو ځای کیږي، په لمریز نظام او په ځمکه کې هم همدغسې پېښ شوي دي. کله چې ځمکه نوې جوړه شوه نو په ویلي شوي حالت کې وه. او سمهال نږدې ټول سره زر د ځمکې په هسته کې دي. ډېری هغه سره زر چې نن ورځ د ځمکې په پاسني کلک قشر او د ځمکې په دویم قشر یانې منټل (mantle) کې شتون لري د وروستۍ درندې بمبارۍ پر مهال د کوچنیو سیارو چې استېرویډونه (Asteroids) نومیږي، پر مټ ځمکې ته رالېږدول شوي دي.

په ځمکه کې سره زر په کاني ډبرو او غرنیو ډبرو کې شتون لري، چې تر پریکامبریان (Precambrian) پېر څخه مخکې جوړې شوې دي.

د سرو زرو راایستنه

انسانان سره زر له ډېرو لرغونیو زمانو راهیسې راباسي. بشریت له سرو زرو سره د سرو زرو د نړه بنې د خپرېدا له برکته لا د مخزېږد (تر میلا دمخه) په **۵۰۰۰** کال کې په نوي ډبرپېر (**Neolithic**) کې مخ شو.

د لرغونپوهانو د وړاندیزونو پر بنسټ د سرو زرو د راایستنې پیل په نړدې ختیځ کې شوی وو، له هماغه ځایه د سرو زرو ګانې مصر او نورو هېوادو ته استول کېدې. په مصر کې د ملکې «زېړ» په ارامځای او د سومري تمدن د یوې ملکې «پو ابای اور» په ارامځای کې د سرو زرو لومړنۍ ګانې موندل شوې چې د مخزېږد په درې زرم (**۳۰۰۰**) کال پورې اړه لري.

د **۲۰۱۱** ز کال ارزونې او څېړنې ښیي چې د بشریت د ټول پېښلیک په اوږدو کې **۱۷۱** زره ټنه سره زر راایستل شوي دي. که چیرې دا ټول سره زر یو ځای سره ویلي شي نو کېدای شي چې تخمینن **۲۰** متره لوړ مکعب ترې جوړ شي.

د **۲۰۰۳** ز کال د ارزونې له مخې دا سره زر په دې لاندې برخو سره وېشل شوي دي:

۱. د دولتي مرکزي بانکونو او نړیوالو مالي موسسو برخه نږدې **۳۰** زره ټنه.

۲. د زرګرۍ د سامان او ګانې برخه **۷۹** زره ټنه.

۳. د الکتروني صنعت تولیداتو او ستوماتولوجۍ برخه **۱۷** زره ټنه.

۴. د پانګونو (سرمایه ګذارۍ) زېرمو برخه **۲۴** زره ټنه.

پر **۲۰۰۷** ز کال په نړۍ کې **۲,۳۸** زره ټنه سر زر راایستل شوي ول، پر **۲۰۰۸** ز کال **۲,۳۳** زره ټنه.

ایزوټوپونه یې

سره زر یوازې یو پایښت لرونکی ایزوټوپ لري او هغه د ^{۱۹۷}Au ایزوټوپ دی. دا عنصر نور ۳۲ رادیواکتیفي ایزوټوپونه هم لري، چې د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{۱۹۵}Au ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۸۶ ورځې دی. تر ټولو د ډېر لنډ عمر لرونکی یې د ^{۱۷۱}Au ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۳۰ میکروثانیې دی.

دا عنصر ۳۲ هسته یي ایزومیرونه هم لري چې تر ټولو ډېر پایښت لرونکی یې د $^{۱۹۸m۲}Au$ ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۲,۲۷ ورځې دی. تر ټولو د ډېر لنډ عمر لرونکی یې د $^{۱۷۷m۲}Au$ ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۷ نانوثانیې دی. د سرو زرو د پېژندل شویو ایزوټوپونو د کتلو شمېرې له ۱۶۹ څخه پیل او پر ۲۰۵ پای ته رسیږي.

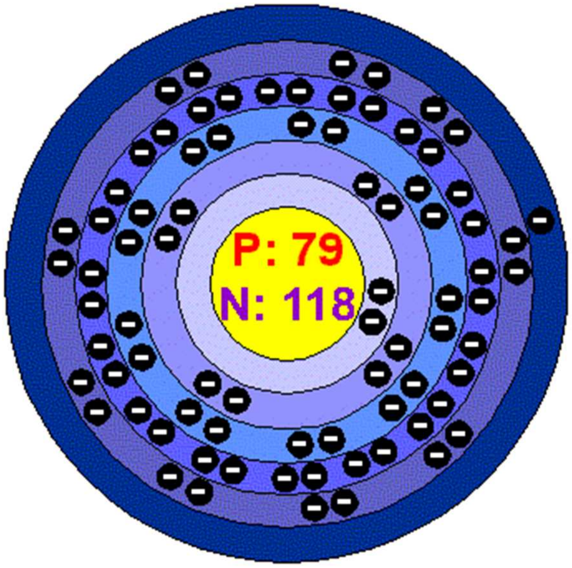
د سرو زرو اتوم

د سرو زرو د اتوم هسته له ۷۹ پروتونونو او ۱۱۸ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۷۹ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۶ انرژیکي سویې لري، په بله وینا د سرو زرو د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۶ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۲، په پېنځمه کې یې ۱۸، او په شپږمه انرژیکي سویه کې یې ۱ الکترون شتون سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۹۷ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د سرو زرو اتومي کتله **۱۹۶,۹۶۶۵۶۹** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[Xe]\ ٤f^{١٤}\ ٥d^{١٠}\ ٦s^{١}$ سره ښودل کیږي.

- د اتوم نیمايي قطر يې ۱۴۴ پ. م دی.



انځور: د سرو زرو د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

- د سرو زرو کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې **۱۹,۳-۱۹,۳۲** گرامه دی .
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۱۰۶۴,۱۸** ده. (د ک په شمېر **۱۳۳۷,۳۳** ده).
- د ايشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۲۸۵۶** ده. (د ک په شمېر **۳۱۲۹** ده).
- د ويلي کېدو تودوالی يې **۱۲,۶۸** کيلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی يې **۳۴۰** ~ کيلوجوله\موله دی.

- د تودوالي مولي ظرفيت يې **۲۵,۳۹** جوله\(کيلوين. موله) دی.
- مولي حجم يې ۱۰,۲ س. م. م\موله دی.

نږه سره زر يو نرم، د زېړ رنګ لرونکی فلز دی. د سرو زرو ځينې اېکې چې سور وزمه پړک لري له دې کبله دی چې نور فلزونه ورسره ګډ شوي وي ځکه سوربخون پړک کوي، چې له هغه شمېر څخه مس هم دي. د سرو زرو نرۍ پاڼې لږ لږ زرغونه رڼا کوي. سره زرد تودوخې تېرولو ډېره وړتيا لري خو برېښنايي مقاومت يې لږ دی.

دا عنصر يو دروند فلز دی. د نږه سرو زرو کثافت په يو س. م. م کې **۱۹,۳۲** ګرامه دی. د سرو زرو يو غونډاری چې قطر يې **۴۶,۲۳۷** ميلي متره وي، وزن يو کيلوګرام دی. د فلزونو له شمېر څخه د کثافت د ډېروالي له پلوه تر اوسميم **Os** ، ايريډيم **Ir** ، رينيم **Re** ، پلاتين **Pt** او پلوتونيم **Pu** وروسته شپږم ځای لري. د دې فلز ډېر دروندوالی د ده د رااېستلو کار اسانوي، ان ساده ټکنالوجيکي بهيرونه لکه د سرو زرو لرونکيو شګو، او نورو توکيو د مينځلو پر مهال د سرو زرو د رااېستلو لوړ کچ سمبالوي. سره زر يو ډېر نرم فلز دی، کلکوالی يې **۲,۵** ~ موسه دی، د برينل په شمېر ۲۲۰-**۲۵۰** ميګاپاسکاله(**MPa**) دی.

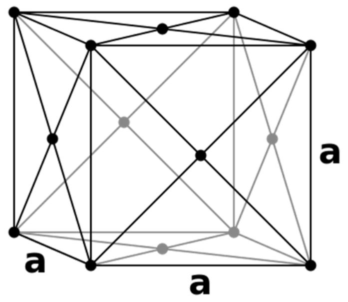
دا فلز د څټک وهلو ډېره وړتيا لري او کېدای شي تر ۰,۱ ~ ميکرومتره (۱۰۰ نانومتره) نرۍ پاڼې ترې جوړې شي؛ دا نرۍ پاڼې د زرينو پاڼو، يا سرو زرو پاڼو (**Gold leaf**) په نامه ياديږي. سره زر په دومره نريوالي سره نيم رانه وي او د رڼا د وړانګو په غبرګون کې زېړ رنګ لري. دا فلز کېدای شي د نري سيم په ډول اوږده وغځول شي داسې چې کثافت يې په يو متر کې **۲** ميلي ګرامه وي.

د ويلي شويو سرو زرو کثافت د جامدو سرو زرو تر کثافته لږ دی او د ويلي کېدو د تودوخې پر مهال په يو س. م. م کې **۱۷** ګرامه دی. اوبلن (مايع) سره زر ډېر الوتونکی خاصيت لري او د اېشېدو د تودوخې درجې ته تر رسېدو ډېر دمخه براسېږي. د تودوالي د پراختيا ضريب يې د تودوخې په **۲۵** س. ګ درجو کې $14{,}2 \cdot 10^{-6}\ K^{-1}$ دی. د تودوخې

تېرولو وړتيا يې ۳۲۰ واټه متر کيلوين (واټ پر متر کيلوين) دی. برېښنايي مقاومت يې ۰,۰۲۳ اوم ميلي مترمربع پر متر ($Ом·мм^2/м$) دی. د همغږۍ شمېره يې ۶ ده، د Au^{3+} ۰,۰۸۲ نانومتره (۴)، ۰,۰۹۹ نانومتره (۲) ده.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د سرو زرو د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري، د مسو هغه ته ورته سېستم لري، چې د گروپ ډول يې **Fm۳m** دی.
- د جالۍ پارامترونه يې ۴,۰۷۸۱ انگسترومه دی.
- د ډيبای د تودوخې درجه يې ۱۷۰,۰۰ کيلوينه ده.



انځور: د سرو زرو د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري، د مسو هغه ته ورته سېستم لري

کيميايي خواص يې

- د سرو زرو کووالينسي نيم قطر ۱۳۴ پ. م دی.
- د ايون نيم قطر يې (e ۳-) ۱۸۵ (e۱+) ۱۳۷ پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې ۲,۲۴ پاولينگه دی.
- الکترودي ځواک يې $Au \leftarrow Au^{+}$ ۱,۷۰، $Au \leftarrow Au^{3+}$ ۱,۵۰ ولټه دی.

- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۱-، ۱، ۳، **۵** ، دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې **۸۸۹,۳** کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (**۹,۲۲**) الکترون ولټه ده.

سره زر یو له ډېرو غیرفعالو فلزونو څخه دی او د فلزونو د فعالیت په برېښنایي ځنځیر کې تر ټولو فلزونو ښي لور ته ځای پر ځای دی. په عادي شرایطو کې له ډېری تېزابونو سره تعامل نه کوي او اکسایډونه نه جوړوي، ځکه خو د نجیبه فلزونو په شمېر کې شمېرل شوی. نجیبه فلزونه له نورو عادي فلزونو څخه په توپیر کې پر دوی باندې د تېزابونو او الکلیو د تویېدو او اغېز په پایله کې خرابېږي. په ۱۴ ز پېړۍ کې د سلطاني تېزابو $HNO_3 + 3\ HCl$ دا وړتیا کشف شوه چې سره زر حلوي او دې خاصیت د سرو زرو د کیمیایي غیر فعالوالي نظریه رد کړه.

په مرکبونو کې د سرو زر د اکسایډ جوړولو تر ټولو ډېره ثابته درجه **۳**+ ده. د اکسایډ جوړولو په دې درجه کې سره زر له یو چارجه $(F^-, Cl^-. CN^-)$ انیونونو سره په اسانۍ پایداري هوارې مربع یې مجموعې جوړوی. د اکسایډ جوړولو ۱+ درجې لرونکي مرکبونه یې هم په پرتلیزه توګه ثابت دي، چې کرښه ییزې مجموعې رامنځته کوي. اوږده موده داسې ګڼل کېده چې د سرو زرو د اکسایډ جوړولو **۳**+ درجه تر ټولو ډېره لوړه شونې درجه ده، خو د کریپټون ډای فلورایډ KrF_2 په کارولو سره دا مرکبونه Au^{+5} لاس ته راغلل لکه د سرو زرو پېنتافلورایډ AuF_5 ، د $[AuF_6]^-$ مجموعې مالګې. د سرو زرو **(V)** مرکبونه یوازې له فلورینو F_2 سره ثابت دي او پیاوړي اکسایډ جوړوونکي دي. د سرو زرو له پېنتافلورایډ AuF_5 سره د اتومي فلورینو د تعامل پر مهال د سرو زرو **(VI)** او سرو زرو **(VII)** دا الوتونکي فلورایډونه لاس ته راغلي لکه د سرو زرو هیګزافلورایډ AuF_6 او د سرو زرو هیپټافلورایډ AuF_7. دا فلورایډونه ډېر بې ثباته دي، په تېره بیا د سرو زرو هیګزافلورایډ AuF_6 ، چې له خپل ځان سره تعامل کوي او د سرو زرو پېنتافلورایډ AuF_5 او سرو زرو هیپټافلورایډ AuF_7 جوړوي.

د اکسایډ جوړولو ۲+ درجه د سرو زرو لپاره نه ده، خو داسې مجموعې هم کشف شوې چې سره زر پکې بیا هم د اکسایډ جوړولو ۲+ درجه لري.

د دې فلز داسې مرکبونه شته چې د اکسایډ جوړولو درجه یې ۱- ده او دا مرکبونه د اوریډونو په نامه یادیږي. د ساري په توګه سیزیم اوریډ **CsAu** ، سوډیم اوریډ **Na۳Au** .

له نرۍ تېزابونو څخه یوازې په ټینګ سیلینیک اسیډ **H۲SeO۴** کې سره زر **Au** د تودوخې په ۲۰۰ س. ګ درجو کې حلیږي چې معادله یې دا ده:

$$2Au + 6H_2SeO_4 \rightarrow Au_2(SeO_4)_3 + 3H_2SeO_3 + 3H_2O$$

دا فلز له اکسیجن **O۲** او نورو اکسایډ جوړوونکیو سره د مجموعو جوړوونکیو په شتون کې په پرتلیزه توګه په اسانۍ تعامل کوي. د سیانیډونو د اوبو په محلولونو کې د اکسیجن **O۲** په شتون کې سره زر حلیږي او سیانو اوراټونه جوړوي:

$$4Au + 8CN^- + 2H_2O + O_2 \rightarrow 4[Au(CN)_2]^- + 4OH^-$$

سیانو اوراټونه نرۍ کیږي او خالص سره زر جوړوي:

$$2Na[Au(CN)_2] + Zn \rightarrow Na_2[Zn(CN)_4] + 2Au \downarrow$$

له کلورینو **Cl۲** سره د تعامل کولو په صورت کې د مجموعو جوړولو شونتیا هم د تعامل بهیر اسانوي. سره زر له وچو کلورینو **Cl۲** سره د تودوخې په ۲۰۰~ س. ګ درجو کې تعامل کوي او د سرو زرو **(III)** ډیمرکلوراید **Au۲Cl۶** جوړوي، خو په ټینګو مالګې تېزابو **HCl** او نایټریک اسیډ **HNO۳** («سلطاني تېزابو **HCl ۳ + HNO۳** ») کې حلیږي او د کوټې د هوا د تودوخې په درجه کې کلورواوراټ ایون جوړوي:

$$2Au + 3Cl_2 + 2Cl^- \rightarrow 2[AuCl_4]^-$$

سربېره پر دې سره زر په کلوريني اوبو کې حلېږي. له مايع برومينو Br_2 سره، په اوبو کې د ده له محلول او عضوي حلوونکيو سره په اسانۍ تعامل کوي او د سرو زرو ترای برومايډ $AuBr_3$ جوړوي.

سره زر له فلورينو F_2 سره د تودوخې د ۳۰۰ او ۴۰۰ س. گ تر منځ واټن کې تعامل کوي، تر دې په ټيټو درجو تودوخه کې تعامل نه ترسره کيږي، او تر دې په لوړو درجو تودوخه کې د سرو زرو فلورايډونه تجزيه کيږي.

دا فلز همدا راز له سيمابو Hg سره تعامل کوي، په اسانۍ ويلي کېدونکی گډوله فلز (امالگام) جوړوي چې د سرو زرو- سيمابو انټرميټاليک (**Intermetallic**) گډوله فلز په خپل ترکيب کې لري.

د سرو زرو داسې عضوي مرکبونه هم پېژندل شوي لکه د سرو زرو ايتيل ډای برومايډ $C_2H_5AuBr_2$ ، يا اوروتيوگلوکوز $AuSC_6H_{11}O_5$.

انځور: د سرو زرو خښتې چې له ويلي شويو سرو زرو څخه جوړې شوې دي

لاس ته راوړل يې

د سرو زرو د لاس ته راوړلو لپاره د دوی فيزيکي او کيميايي خواص کاريږي، چې هغه په طبيعت کې په نرۍ ډول د دوی شتون، د ډېرو لږو توکيو (سيمابو او سيانيډونو) په وړاندې د دوی غبرګون دی. د اوسنيو نويو ټکنالوجيو له ودې سره سم د سرو زرو د لاس ته راوړلو کيميايي لارې ډېرې کاريږي.

د پرې مينځلو مېتود : د پرې مينځلو مېتود د سرو زرو پر لوړ کثافت بنسټ لري چې له برکته يې هغه مينرالونه چې کثافت يې د سرو زرو تر کثافت کم دی (او دا د ځمکې د پاسني کلک قشر نږدې ټول مينرالونه دي) په اوبو مينځل کيږي او يا يې اوبه وړي او فلز په لاندې تل کې په لږ کچه پاتې شوې شګه کې راټوليږي. دا مېتود د خاورې او شګو د پرې مينځلو مېتود دی. همدا راز ځينې نور مېتودونه هم لري.

کارونه يې

په نړۍ کې اوسني شته سره زر په دې ډول سره وېشل شوي دي: نږدې ۱۰ سلنه يې په صنعتي توليداتو کې شتون لري، نور پاتې سره زر تخمينن په برابر ډول د تمرکز شويو زېرمو (په ټوله کې له کيميايي پلوه نرۍ سره زر)، د سرو زرو د ځاني ملکيت خښتو، زرګرۍ سامان او ګاڼو تر منځ سره وېشل شوي دي.

سره زر د پانګونې د وسيلې په توګه: پر **۲۰۰۵** ز کال(**Rick Munarriz**) له داسې پوښتنې سره مخ شو : د ګوګل کمپنۍ، چې په همدې نامه يو لټونيز نړيجال (انټرنېټي) سېستم هم لري، او که په سرو زرو کې پانګونه وشي ؟ پر هغه مهال په بازار کې د ګوګل د يوې ونډې بيه او د سرو زرو د يوه اونس بيه سره مساوي وه. د ۲۰۰۸ ز کال په پای کې په بازار کې د ګوګل د ونډو سوداګري په داسې حال کې بنده شوه چې د يوې ونډې بيه يې **۳۰۷** ډالره وه،

خو د سرو زرو د یوه اونس بیه ۸۲۲ ډالره وه. د دغسې عملیاتو پایله تر ډېره بریده د پیل او د پای د پرتلې د ټکي په غوراوي پورې اړه لري.

سره زر د نړیوال مالي سېستم تر ټولو ډېر ارزښتناک عنصر دی، ځکه چې دا فلز زنګ نه وهي، د تخنیکي کارونې ډېر ډګرونه لري، او زېرمې یې ډېرې نه دي. دا نجیبه فلز د تاریخي ژورو، ناڅاپي او لویو پېښو په بهیر کې نه دی ورک شوی، بلکې یوازې زېرمه شوی او له یو ځیز څخه په بل ځیز وېلي شوی دی. په اوسني وخت کې د نړیوالو بانکي سرو زرو زېرمې ۳۲ زره ټنه ارزول کیږي. څو ځلي د نړیوال پولي واحد په توګه د سرو زرو رول ټیټ ګڼل شوی، خو بیا هم د نړۍ ټول بانکونه سره زر د ارزښت او قیمت ساتونکي یوې سرچینې په توګه ساتي. د ۲۰۰۷ ز کال د مالوماتو له مخې مرکزي بانکونو د نړۍ د راایستل شویو سرو زرو د زېرمو نږدې ۲۰ سلنه د زېرمه ییزو اکتیفونو په توګه ساتلې وه، ځینو هېوادو په سرو زرو کې نږدې ۱۰ سلنه خپلې زېرمې ساتلې وې.

دا فلز له پخوا زمانو راهیسې د نړۍ ډېرو ولسونو د پیسو په توګه کاراوه. د سرو زرو اېکۍ (سکې) د یو هېواد تر ټولو ډېر ښه تاریخي ساتل شوی یادګار دی. خو د سرو زرو پیسې لکه د انحصاري پیسه یي توکي په توګه یوازې د ۱۹ پېړۍ په پیل کې تصدیق شوې. تر لومړۍ نړیوالې جګړې ټول نړیوال پولي اسعار د سرو زرو پر ستاندارت بنسټ درلود. د ۱۸۷۰-۱۹۱۴ ز کلونو پېر د «سرو زرو پېر» یا «طلایي پېر» په نامه یادیږي. په دغه وخت کې کاغذي بانکنوټونو د سرو زرو د شتون په اړه رول لوباوه او تصدیقاوه. هغوی په ازاد ډول په سرو زرو بدلېدل.

په صنعت کې: د خپلې کیمیایي پایدارۍ او میخانیکي کلکوالي له پلوه سره زر د پلاتیني ګروپ تر فلزونو وروسته دی، خو د برېښنایي تماسونو لپاره یو بې جوړې توکی دی. ځکه خو په مایکروالکترونیک کې د سرو زرو برېښنا تېروونکیو سیمونو په جوړولو، د سرو

زرو په ګالواني قشرونو د بربښنايي تماسي پاسنيو سطحو پوښل، د چاپي مدار دړو (تختو) په جوړولو او نورو برخو کې په پراخه پيمانه کارېږي.

سره زر په اټومي څېړنو، هېندارو ته په قشر ورکولو، په نيوتروني بمونو کې د ځانګړي قشر په جوړولو کې کارېږي. د دې لپاره چې د زنګ وهلو مخنيوی يې وشي، فلزونو ته د سرو زرو په اوبه ورکولو (نري قشر ورکولو) کې کارېږي. سره زر د اضافي غذايي توکي په توګه په E ۱۷۵ شمېره ثبت شوي دي.

په زرګرۍ کې: د سرو زرو د دوديزې کارونې تر ټولو ډېر لوی ډګر د زرګرۍ صنعت دی. د زرګرۍ سامان او ګاڼې له نږه سرو زرو نه جوړيږي، بلکې له نورو فلزونو سره يې له ګډوله فلزونو څخه جوړيږي، له داسې فلزونو سره چې د ميخانيکي کلکوالي او مقاومت له پلوه تر سرو زرو ډېر لوړ دي. په اوسني وخت کې دا فلزونه سره زر **Au** - سپين زر **Ag** - مس **Cu** دي چې کېدای شي جست **Zn** ، نيکل **Ni** ، کوبالټ **Co** او پالاډيم **Pd** هم لږ لږ ولري. د دغو ګډوله فلزونو د زنګ وهلو په وړاندې د مقاومت کچ په دوی کې د سرو زرو په کچې (مقدار، اندازې) پورې اړه لري، خو د رنګونو څرنګوالی او ميخانيکي خواص يې د سپينو زرو او مسو په کچې پورې اړه لري.

د زرګرۍ سامان او ګاڼې مهم ترينه ځانګړتيا په دوی کې د سرو زرو وزني کچه (**fineness**) ده.

په ستوماتولوجۍ کې: د سرو زرو يوه لويه برخه په ستوماتولوجۍ کې کارېږي. غاښونو ته د زرينو پوښونو په ورکولو، د مصنوي غاښونو په جوړولو کې سره زر له سپينو زرو، مسو، نيکلو، پلاتينو او جستو سره يو ځای او ګډ کارېږي. دا ګډوله فلزونه د زنګ نه وهلو مقاومت او لوړ ميخانيکي خواص لري.

په درملپوهنه (فارماکولوجۍ) کې: د سرو زرو مرکبونه د ځينو طبي دارو درملو په ترکيب کې ګډون لري او دا دارو درمل د داسې ناروغيو په درملنه کې کارېږي لکه نري رنځ (توربرکلوز)، ريوماټويډ ارتريت (**Rheumatoid arthritis**) او داسې نورو . د سرو زرو د ^{198}**Au** راديواکتيفي ايزوټوپ (چې نيمايي عمر يې **۲,۹۲۷** شواروزه دی) د خطرناکو پړسوبونو په وړانګدرملنه (راډيوتراپي) کې کارېږي.

۸۰. سيماب

سيماب د کيميايي عنصرونو د دوره يي جدول د شپږمې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې ۸۰ او سېمبول يې **Hg** دی . د دې عنصر نوم په لاتيني ژبه کې (**Hydrargyrum**)، په انګليسي کې (**Mercury**) او په روسي ژبه کې (**Ртуть**) دی. دا يو ساده توکی او انتقالي فلز دی، د کوټې د هوا د تودوخې په درجه کې سپينو زرو ته ورته رنګ لرونکې درنه مايع ده چې براسونه يې ډېر زهرجن دي. سيماب يو له دوو کيميايي عنصرونو او يوازينی فلز دی چې په عادي شرايطو کې مايع حالت لري. دويم دا ډول عنصر برومين Br_2 دي.

انځور: سیماب یو له دوو کیمیایي عنصرونو او یوازینی فلز دی چې په عادي شرایطو کې مایع حالت لري

تاریخچه یې

انسانان له لرغونیو زمانو راهیسې سیماب پېژني. ډېر ځله په نره ډول موندل شوي (پر غرنیو ډبرو باندې د اوبلنو څاڅکو په ډول موندل شوي دي). لرغونیو یونانیانو او رومیانو سیماب د سرو زرو د پاکولو لپاره کارول، پخپله د سیمابو او د دوی د مرکبونو له زهریت څخه خبر ول، له هغه شمېر څخه د سیمابو (II) کلورایډ $HgCl_2$ له زهریت څخه هم. کیمیاګرو د ډېرو پېړیو په اوږدو کې سیماب د ټولو فلزونو ترکیبي برخه ګڼله او داسې اټکل یې کاوه چې که چیرې سیماب د سولفور S یا ارسینیک As پر مټ جامد شي نو سره زر ترې جوړیږي. نره سیماب سویډني کیمیاپوه «ګیورګ برېنډت» (۱۶۹۴-۱۷۶۸) پر ۱۷۳۵ ز کال بېل کړل. لکه د کیمیاګرو په شان په اوسني وخت کې هم د دې عنصر د تصور کولو لپاره د عطارد ستوري سېمبول کاریږي. خو فلزونو ته د سیمابو منسوبیت یوازې د روسي کیمیاپوه او فیزیکپوه «میخایل واسیلېویچ لومونوسوف» (۱۷۱۱- ۱۷۶۵) او د چیکي کیمیاپوه «یوسیف ادام براون» (۱۷۱۲-۱۷۶۸) له خوا ثبوت شو. دوی وکړای شول چې

سیماب کنګل کړي او د هغه داسې فلزي خواص مالوم کړي لکه د څټک وهلو قابلیت، د برېښنا تېرولو وړتیا او داسې نور.

د نامه ریښه یې: د سیمابو د روسي نامه (**Ртуть**) «رتوت» له سلاویاني «**rьtǫtь**» څخه اخیستل شوې، چې د لیتوانیایي ژبې له «**rìsti**» سره تړاو لري او د «رغړېدل، یا رغښتل» مانا لري. د دې عنصر سېمبول **Hg** د عنصر له لاتیني نامه (**hydrargyrum**) څخه اخیستل شوی او هغه بیا د لرغونې یوناني ژبې له (**ὕδωρ**) یانې «اوبه» او (**ἄργυρος**) یانې «سپین زر» څخه اخیستل شوی دی.

په طبیعت کې د سیمابو شتون

سیماب د ځمکې په پاسني کلک قشر کې په پرتلیزه توګه کمېښنه عنصر دی چې منځنۍ کچه یې د دغه قشر په یو ټن کې ۸۳ میلي ګرامه ده. خو لکه څنګه چې دا عنصر له کیمیایي پلوه له نورو ډېرې پراختیا لرونکیو عنصرونو سره په ډېره کمزورې توګه اړیکې ټینګوي، نو کېدای شي چې د سیمابو کاني ډېرې د نورو عادي ډبرو په پرتله ډېرې تمرکز شوې وي. د دې عنصر تر ټولو ډېرې غني کاني ډبرې تر **۲,۵** سلنې سیماب لري. په طبیعت کې د ده د شتون بنسټیزه او لویه برخه خپره او تیت شوې، یوازې ۰,۰۲ سلنه یې په کانونو کې ده. هغه توکي چې له ځمکې یا له اور غورځوونکیو غرونو څخه راوتلي وي د هغوی په یو ټن کې د سیمابو کچه ۱۰۰ میلي ګرامه ده. د ختېنو رسوبونو په یو ټن کې یې کچه تر ۲۰۰ میلي ګرامو ده. د دریابونو او دریابګیو (سمندرونو او سمندرګیو) د اوبو په یو لیتر کې یې کچه ۰,۱ میکروګرامه ده. د سیمابو تر ټولو ډېره مهمه جیوکیمیایي ځانګړتیا دا ده چې د نورو ټولو کالکوفیلي عنصرونو له شمېر څخه د ایون جوړولو ډېر لوی ځواک لري. دا د سیمابو داسې خواص ټاکي لکه تر اتومي بڼې (نږه سیماب) پورې د بشپړېدو وړتیا، د اکسیجن O_2 او تېزابونو په وړاندې د ډېر کیمیایي ثبات لرل.

سیماب په ډېرى سولفیډي مینرالونو کې شتون لري. په تېره بیا ډېرترینه کچه یې (د سلنې تر زرمو او سلمو برخو پورې) په(**Fahlores**) کاني ډبرو، انټیمونیټونو، سفالیریټونو او ریالګار مینرالونو کې نومېرل کیږي. د دوه ظرفیتي سیمابو او دوه ظرفیتي کلسیمو د ایوني نیم قطرونو نږدېوالی، د یو ظرفیتي سمیابو او یو ظرفیتي باریم د ایوني نیم قطرونو نږدېوالی په فلووریټونو او باریټونو کې د دوی د بټو یو ډول والی (ایزومورفیزم) ښیي. په سینابار **HgS** او میټاسینابار **HgS** مینرالونو کې سولفور **S** کله کله د سیلینیم **Se** یا ټیلوریم **Te** ځای نیسي. د سیلینیم کچه پکې ډېرى مهال د سلنې سلمې او لسمې برخې جوړوي. د سیمابو ډېر کمپیښنه سیلینیډونه پېژندل شوي لکه ټیمانیټ **(HgSe)** او اونوفریټ (د ټیمانیټ او سفالیریټ **(Zn,Fe)S** مخلوط).

په طبیعت کې د سیمابو نږدې ۲۰ مینرالونه پېژندل شوي، خو تر ټولو ډېر صنعتي ارزښت یې د سینابار **HgS** مینرال لري چې په خپل ترکیب کې ۸۲ سلنه سیماب لري. په ډېرو کمو پېښو کې د راایستنې پر مهال د سیمابو نږه بڼه، میټاسینابار **HgS**، او د شواټسیټ کاني ډبره (تر ۱۷ سلنې سیماب لري) لاس ته راځي. په یوازیني کان کې یې، چې په مکسیکو کې دی، د مهمې کاني ډبرې مینرال لیوینګ سټونیټ $HgSb_4S_8$ دی.

کانونه یې: سیماب یو کمپیښنه فلز ګڼل کیږي. په نړۍ کې د سیمابو یو له ډېرو سترو کانونو څخه په اسپانیا کې دی. د سیمابو کانونه په قفقاز (داغستان، ارمنستان)، تاجکستان، سلوینیا، قرغزستان او اوکراین کې هم شتون لري. په روسیه کې د سیمابو ۲۳ کانونه شته، چې صنعتي زېرمې یې ۱۵,۷ زره ټنه کیږي. له دې شمېر څخه یې تر ټولو ډېر لوی کانونه د روسیې په «چوکوتکا» کې دي.

په چاپېریال کې

په صنعتي اوښتون (انقلاب) کې له اتموسفير څخه د سيمابو د لاس ته راوړلو کچه له يو ليتر کنګل څخه نږدې ۴ نانوګرامه وه. د اتموسفير نيمايي سيماب د اسې طبيعي سرچينې لکه اورشيندي غرونه هوا ته غورځوي. پاتې نيمايي برخه يې د انسان د فعاليت لامله راپيدا کيږي. د دغو سيمابو لويه برخه په تودوخيزو برېښنايي ستېشنونو کې د سکرو د سوځولو لامله غورځول شوي توکي، د سرو زرو د رااېستلو له لارې ۱۱ سلنه سيماب، د رنګه فلزونو د ويلي کولو له لارې ۲,۸ سلنه سيماب ، د سيمټو د توليد له لارې ۲,۴ سلنه سيماب، د کثافاتو د له منځه وړلو د بهير له لارې ۳ سلنه سيماب، د سوډا د توليد له لارې ۳ سلنه، د چوون (چودن) او پولادو د توليد له لارې ۱,۴ سلنه سيماب، د بالتيو لپاره پخپله د سيمابو د توليد له لارې ۱,۱ سلنه سيماب، او په نورو برخو پورې تړلي ۲ سلنه سيماب جوړوي.

په پېښليک کې د سيمابو يوه له ډېرو لويو ککړتياوو څخه پر **۱۹۵۲** ز کال په جاپان کې پېښه شوه، چې څه د پاسه ۳۰۰۰ کسان يې له منځه يووړل. دا کسان يا مړه شول، يا هم د ميناماتا ناروغۍ لامله ډېر ژوبل شول.

لاس ته راوړل يې

سمياب سينابار **HgS** (د سيمابو **(II)** سولفيډ **HgS**) ته د تودوخې ورکولو او سره کولو پر مټ، يا هم د ميټالوترمۍ د مېتود پر مټ لاس ته راځي:

$$HgS + O_2 \longrightarrow Hg + SO_2 \uparrow$$

$$HgS + Fe \longrightarrow FeS \downarrow + Hg$$

د سیمابو بړاسونه میعان (کاندینسېشن) کیږي او راټولیږي. دا مېتود ان لا په لرغونیو زمانو کې کیمیاګرو کاراوه.

د ډېرو پېړیو په اوږدو کې په اروپا کې د سیمابو د لاس ته راوړلو تر ټولو لوی او یوزاینی کان د اسپانیا د «المادن» کان وو. په نویو وختونو کې له دغه کان سره د اوسنۍ سلوینیا د «ایدریيا» کان سیالي پیل کړه. همدغلته د هغو ناروغانو د درملنې لپاره هم لومړنی روغتون جوړ شو چې د سیمابو په بړاسونو مسموم شوي وي. پر ۲۰۱۲ ز کال یونسکو د «المادن» او «ایدریيا» صنعتي بېخبنا (**Infrastructure**) د بشریت د نړیوال میراث د یادګار په توګه اعلان کړ.

د لرغوني پارس د هخامنشیانو (د مخزېږد ۲-۴ پېړۍ) په ماڼۍ کې لیکنې دا څرګندوي چې د سیمابو سینابار د زرافشان له غرونو څخه راوړل کېدل او د رنګونو په توګه ترې کار اخیستل کېده.

ایزوټوپونه یې

طبیعي سیماب له ۷ پایښت لرونکیو ایزوټوپونو جوړ دي او دا ۷ ایزوټوپونه یو د **^{۱۹۶}Hg** ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې **۰٫۱۵۵** سلنه دی. دویم یې د **^{۱۹۸}Hg** ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې ۱۰٫۰۴ سلنه دی. درېیم یې د **^{۱۹۹}Hg** ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې **۱۲٫۹۴** سلنه دی. څلورم یې د **^{۲۰۰}Hg** ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې **۲۳٫۱۴** سلنه دی. پېنځم یې د **^{۲۰۱}Hg** ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې **۱۳٫۱۷** سلنه دی. شپږم یې **^{۲۰۲}Hg** ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې**۲۹٫۸۲** سلنه دی، او اووم یې د **^{۲۰۴}Hg** ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې **۶٫۸۲** سلنه دی. همدا راز په مصنوعي ډول د سیمابو رادیواکتیفي ایزوټوپونه هم لاس ته راغلي چې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یې یو د **^{۱۹۴}Hg** ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۴۴۴** کاله دی. بل یې د **^{۲۰۳}Hg** ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۴۶٫۶۱۲** ورځې دی. د نورو پاتې

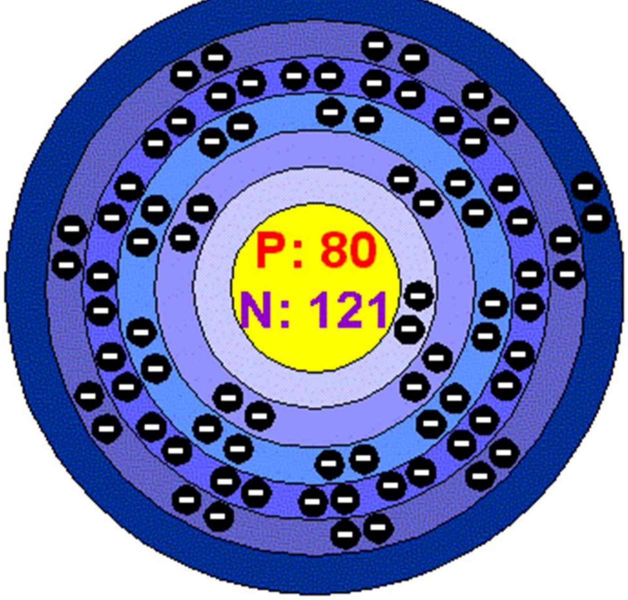
ډېرى راديواکتيفي ايزوټوپونو نيمايي عمر تر يوه شوا روزه لنډ دی. د دې عنصر د پېژندل شويو ايزوټوپونو د کتلو شمېرې له ۱۷۱ څخه پيل او پر ۲۱۰ پای ته رسيږي.

د سيمابو اتوم

د سيمابو د اتوم هسته له ۸۰ پروتونونو او ۱۲۱ نيوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۸۰ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۲ ده، په بله وينا سيماب ۲ انرژيکي سويې لري. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په دريمه کې يې ۱۸، په څلورمه کې يې ۳۲، په پينځمه کې يې ۱۸، او په شپږمه انرژيکي سويه کې يې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۰۱ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د سيمابو اتومي کتله **۲۰۰,۵۹۲** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې **[Xe] ۴f¹⁴ ۵d¹⁰ ۶s²** فورمول سره ښودل کېږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې **۱۵۷** پ. م دی.



انځور: د سیمابو د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

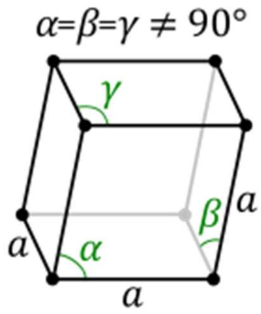
- د سیمابو کثافت په عادي شرایطو (د تودوخې په ۲۰ س. گ درجو) کې په یو س. م. م کې **۱۳,۵۴۲** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۳۸,۸۳**- ده. (د ک په شمېر **۲۳۴,۳۲** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۳۵۶,۷۳** ده. (د ک په شمېر **۶۲۹,۸۸** ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۲,۲۹۵** کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې **۵۸,۵** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۷,۹۸** جوله\(کیلوین.موله) دی.

- مولي حجم يې ۱۴,۸ س. م. م\موله دی.

سيماب يوازينی فلز دی چې د کوټې د هوا د تودوخې په درجه کې په اوبلن حالت کې شتون لري. د ډيامقناطيسي خاصيت لري. له ډېرو فلزونو سره اوبلن او جامد ګډوله فلزونه (امالګام) جوړوي. کثافت يې په عادي شرايطو کې په يو متر مکعب کې ۱۳۵۰۰ کيلوګرامه دی.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د سيمابو د بلوري جالۍ جوړښت رومبوهيډرال سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې a_{hex}=٣,٤٦٤ c_{hex}=٦,٧٠٨ انګسترومه دي.
- د ډيباي د تودوخې درجه يې ۱۰۰,۰۰ کيلوينه ده.



انځور: د سيمابو د بلوري جالۍ جوړښت رومبوهيډرال سېستم لري

کيميايي خواص يې

- د سيمابو کووالينسي نيم قطر ۱۴۹ پ. م دی.
- د ايون نيمايي قطر يې (۲e+) ۱۱۰ (۱e+) ۱۲۷ پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې ۲,۰۰ پاولينګه دی.
- الکترودي ځواک يې ٠,٨٥٤ $Hg \leftarrow Hg^{2+}$ ولټه دی.

- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۲+، ۱+ دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۱۰۰۷,۰ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۱۰,۴۳) الکترون ولټه ده.

د سیمابو هایډروکسایډ لاس ته نه دی راغلی، یوازې اړونده مالګې یې لاس ته راغلې دي. هایډروکسایډ یې یوازې په ډېرو نریو (په یو لیتر کې 10^{-4} موله) محلولونو کې شتون لري.

دا عنصر د اکسایډ جوړولو دوه درجې لري او هغه ۱+ او ۲+ دي. د اکسایډ جوړولو په ۱+ درجه کې سیماب د دوه هسته یې کتیون Hg_2^{2+} په ډول شتون لري چې د فلز- فلز اړیکی لري. دا عنصر یو له هغو لږو فلزونو څخه دی چې کولای شي دا ډول کتیونونه جوړ کړي او دا کتیونونه یې تر ټولو ډېر ثابت دي.

سیماب د اکسایډ جوړولو په ۱+ درجه کې پخپله د خپل ځان بشپړوني تعامل (له خپل ځان سره تعامل) کولو ته میل لري. دا تعامل د تودولو پر مهال ترسره کیږي او معادله یې دا ده:

$$Hg_2^{2+} \rightarrow Hg + Hg^{2+}$$

الکلي کول (الکلیزېشن) یې داسې ترسره کیږي:

$$Hg_2^{2+} + 2OH^- \rightarrow Hg + HgO + H_2O$$

د لیګانډونو وراضافه کول د سیمابو د اکسایډ جوړولو ۲+ درجه ثابتوي.

پخپله د خپل ځان بشپړوني تعامل (له خپل ځان سره تعامل) کولو او هایډرولیز لامله د سیمابو (I) هایډروکسایډ $Hg_2(OH)_2$ لاس ته نه شي راتلای.

په سارو کې سیماب ۲+ او فلزي سیماب معکوس کومپروپورسینېشن کوي. ځکه خو له هغه شمېر څخه د سیمابو او د سیمابو (II) نایټراټ $Hg(NO_3)_2$ د تعامل پر مهال د سیمابو (I) نایټراټ $Hg_2(NO_3)_2$ لاس ته راځي:

$$Hg + Hg(NO_3)_2 \rightarrow Hg_2(NO_3)_2$$

دا عصر د اکسایډ جوړولو په ۲+ درجه کې کټیونونه Hg^{2+} جوړوي چې په ډېرې اسانۍ هایډرولیز کیږي. په دې حالت کې د سیمابو هایډروکسایډ $Hg(OH)_2$ په ډېرو نري شویو محلولونو (په یوه لیټر کې 10^{-4} موله) کې شتون لري. تر دې په ټینګو محلولونو کې بې اوبو کیږي:

$$Hg^{2+} + 2OH^- \rightarrow HgO + H_2O$$

په ډېر ټینګ الکلي کې د سیمابو اکسایډ HgO یوه کچه حلیږي او هایډروکسو مجموعه جوړوي:

$$HgO + OH^- + H_2O \rightarrow [Hg(OH)_3]^-$$

د فلزي سیمابو خواص:

سیماب Hg یو لږ فعال فلز دی. په هغو تېزابونو کې، چې د اکسایډ جوړولو خواص نه لري، نه حلیږي، خو په سلطاني تېزابو HNO_3 + ۳ HCl کې حلیږي:

$$3Hg + 2HNO_3 + 12HCl \rightarrow 3H_2[HgCl_4] + 2NO\uparrow + 4H_2O$$

او په نایټریک اسیډ HNO_3 کې هم حلیږي:

$$Hg + 4HNO_3 \rightarrow Hg(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$$

همدا راز د تودولو پر مهال په سولفوریک اسیډ H_2SO_4 کې په سختۍ حلیږي او د سیمابو سولفاټ $HgSO_4$ جوړوي:

$$Hg + 2H_2SO_4 \rightarrow HgSO_4 + SO_2 \uparrow + 2H_2O$$

په ساړو کې په نایټریک اسیډ HNO_3 کې د اضافي سیمابو د حلېدو پر مهال د سیمابو نایټراټ $Hg_2(NO_3)_2$ جوړیږي:

سیمابو ته تر ۳۰۰ س.گ درجو تودوخې ورکولو پر مهال له اکسیجن O_2 سره تعامل کوي:

$$2Hg + O_2 \xrightarrow{300°C} 2HgO$$

پر دې مهال د سیمابو (II) د سره رنگ لرونکی اکسایډ **HgO** جوړیږي . دا تعامل راستنېدونکی دی: تر ۳۴۰ س. گ درجو لوړې تودوخې ورکولو پر مهال اکسایډ تجزیه کیږي او په ساده توکیو وېشل کیږي:

$$2HgO \xrightarrow{>340°C} 2Hg + O_2 \uparrow$$

سیماب همدا راز له هالوجینونو سره تعامل کوي، او تعامل هم په ساړو کې کوي او ورو ورو ترسره کیږي. کېدای شي چې سیماب د پوتاسیم پرمنگناټ $KMnO_4$ د الکلي محلول پر مټ اکسایډ شي:

$$Hg + 2KMnO_4 + 3KOH \rightarrow K[Hg(OH)_3] + 2K_2MnO_4$$

او په بېلابېلو کلوریني سپینوونکیو باندې هم اکسایډ کیږي. دا تعاملونه د فلزي سیمابو د لرې کولو لپاره کارېږي.

د سیمابو او د دوی د مرکبونو کارونه

په طب کې: لکه څنګه چې سیماب ډېر زهرجن توکی دی نو له دې کبله له طبي دارو درملو څخه په بشپړ ډول ایستل شوی دی . د ده مرکبونه (له هغه شمېر څخه تیومیرسال $C_9H_9HgNaO_2S$) د واکسینونو د ساتونکي توکي په توګه کاریږي . پخپله سیماب په طبي مېچګرو (**thermometer**) کې کاریږی (یو طبي مېچګر تر ۲ ګرامو سیماب لري) .

اړینه ده وویل شی چې د سیمابو مرکبونه تر ۱۹۷۰ ز کلونو په طب کې په ډېره کارنده توګه کارېدل، د ساري په توګه:

- د سیمابو **(I)** کلورایډ Hg_2Cl_2 د قبضیت د رفع کولو لپاره.
- میرګوزال $C_{21}H_{33}N_3NaO_8$ او کلورمیروډرین **C,H,,ClHgN,O,** له بدنه د مایعاتو د ایستلو لپاره کارېده.
- د سیمابو **(II)** کلورایډ $HgCl_2$ ، د سیمابو **(II)** سیانیډ $Hg(CN)_2$ ، د سیمابو امیډوکلورایډ $Hg(NH_2)Cl$، او د سیمابو **(II)** زېړ اکسایډ **HgO** عفوني ضد کوونکیو یا انتي سیپټیک توکیو په توګه کارېدل (له هغه شمېر څخه د ملحمو په ترکیب کې هم) .

داسې هم پېښ شوي چې د کولمو د اوښتلو (**intussusception**) په عربي ژبه کې (انغلاف معوي) د تکلیف پر مهال ناروغ ته یو ګېلاس سیماب ورکول کېدل چې ویې څښي، دا د درملنې یو ډول مېتود وو، سیماب د خپل دروندوالي له برکته باید کولمو ته تللي او په خپل وزن سره یې باید د کولمو اوښتلي ځایونه سم کړي وای.

د (**light cured material**) توکي تر راپيدا کېدو په ستوماتولوجۍ کې د سپينو زرو امالگام کارېده . د سيمابو-۲۰۳ ايزوټوپ په وړانگيزه درملپوهنه (**Radiopharmacology**) کې کارېږي.

په تخنيک کې:

- سيماب د تودوخې مالومولو او مېچولو په مېچگرونو کې د کاري توکي (**Working mass**) په توگه کارېږي.
- د سيمابو له بړاسونو د فلوروسينټ برېښنايي گروپونه (**fluorescent lamp**) ډکيږي ځکه چې دا بړاسونه په (**glow discharge**) چارج کې رڼا کوي.
- په سيمابي برېښنايي ايگنيترونونو (**ignitron**) کې کارېږي.
- سيماب په (**position sensor**) کې کارېږي.
- سيماب همدا راز کله کله په هايډروډيناميکو بيرينگونو (**bearing**) کې د کاري توکي په توگه کارېږي.
- د سيمابو (**I**) ايوډايډ Hg_2I_2 د راديواکتيفي وړانگېزې خپرېدنې د حسگر په توگه کارېږي.
- د سيمابو (**I**) برومايډ Hg_2Br_2 په هايډروجن او اکسيجن باندې د اوبو په ترموکيميايي تجزيه (اټومي-هايډروجني-وټه) کې کارېږي.
- سيماب د ۲۰ پېړۍ تر نيمايي د اتموسفير په فشار مېچگرو (**barometer**) او د گاز او مايعاتو په فشار مېچگرو (مانومتر) کې په پراخه پيمانه کارېدل.
- پخوا د سيمابو مرکبونه د شاپو خوليو په توليد کې کارېدل.

په فلزويلي کولو کې:

- فلزي سيماب د يو لړ ډېرو ارزښتناکو گډوله فلزونو په جوړولو او لاس ته راوړلو کې کارېږي.

- فلزي سیماب د یو لړ فعالو فلزونو، کلورینو، او الکلیو د الکترولیتي لاس ته راوړلو لپاره د کتود په توګه خدمت کوي.

په کیمیاییي صنعت کې:

- د سیمابو مالګې له استیلین څخه د استلډیهیډ CH_3CHO د صنعتي لاس ته راوړلو د کتالیست په توګه کارېږي، خو په اوسني وخت کې استیلډیهیډ له ایتان C_2H_6 یا ایتین (ایتیلین) C_2H_4 څخه په سیده ډول د کتالیستي اکسایډي کولو له لارې لاس ته راځي.

په کرنه کې: د سیمابو ډېر زهرجن مرکبونه لکه کالومیل Hg_2Cl_2، د سیمابو (II) کلوراید $HgCl_2$، تیومیرسال $C_9H_9HgNaO_2S$ او نور د افت وژونکیو توکیو په توګه د کرنې د تخمونو په ککړولو کې کارېږي.

۸۱. تالیم

تالیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د شپږمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۸۱ او سېمبول یې **Tl** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Thallium**)، په انګلیسي کې (**Thallium**) او په روسي ژبه کې (**Та́ллий**) دی. تالیم د درنو فلزونو په ګروپ کې راځي. دا یو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (۰-۲۸-۷۴۴۰) ده. دی یو نرم، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی، شین وزمه پړک لرونکی فلز دی.

انځور: تالیم سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی، شین وزمه پړک لرونکی فلز دی

تاریخچه يې

تالیم پر ۱۸۶۱ ز کال انګلیسي کیمیاپوه «ویلیام کرووکس» (۱۸۳۲-۱۹۱۹) د سپيکتروم مېتود پر مټ د «هارکس» ښار د سولفوریک تېزابو د کارخانې د سرپو خونو (lead chamber) په پوسو کې کشف کړ. نږه فلزي تالیم «کرووکس» او پرانسي کیمیاپوه «کلاوډ اوګوسته لامي» (۱۸۲۰-۱۸۷۸) پر ۱۸۶۲ ز کال ترلاسه کړ.

د نامه ریښه يې: دې عنصر ته نوم د ده د سپيکټروم(spectrum) د کرښو د زرغون رنګ او د لمبې د زرغون رنګ له مخې ورکړ شو. د عنصر نوم د لرغونې یونانې ژبې له (thallos) «ټالوس» څخه اخیستل شوی چې د «تنکی، تاندې زرغونې څانګې» مانا لري.

په طبیعت کې د تالیم شتون

تالیم يو خپور شوی او تیت شوی عنصر دی. د جستو، مسو او وسپنې په سفالیریټونو او پیریټونو کې، په پوتاسیمي مالګو او میکا (mica) مینرالونو کې موندل کیږي. تالیم يو دروند فلز دی. د ده یوازې ۷ مینرالونه پېژندل شوي او هغه دا دي: کروکسیټ $(Cu, Tl, Ag)_2Se$، لوراندیټ $TlAsS_2$، وربایټ $Tl_4Hg_3Sb_2As_8S_{20}$، هوتچینسون $(Pb, Tl)S \cdot Ag_2S \cdot 5As_2S_5$، اویسینیټ Tl_2O_3، دا ټول مینرالونه ډېر کمېښنه دي. د تالیم ډېره

کتله له سولفیډونو او تر هر څه ړومبی د وسپنې له سولفیډونو سره تړاو لري. په پیریټ مینرال کې **۲۵** سلنه دی. د وسپنې په ډای سولفیډونو کې یې کچه ډېری مهال له **۰٫۱** څخه تر **۰٫۲** سلنې وي، او کله کله خو یې کچه لا **۰٫۵** سلنې ته رسیږي. په گالینا **PbS** مینرال کې د تالیم کچه له **۰٫۰۰۳** او د **۰٫۱** سلنې ترمنځ ده. د دې عنصر لږه کچه په نورو ډېرو ډای سولفیډونو کې موندل کیږي. د ساري په توگه د ځینو مسي کانونو په سفالیریټونو او کالکوپیریټونو کې یې کچه په یو ټن کې د **۲۵** او **۵۰** گرامو تر منځ ده. دا عنصر تر ټولو ډېر پوتاسیم **K**، روبیډیم **Rb**، سیزیم **Cs**، سرپو **Pb**، سپینو زرو **Ag**، مسو **Cu** او بیسموټ ته ډېر جیوکیمیایي ورته والی لري. په جیوسفیر کې په اسانۍ له یوه ځایه بل ځای ته لېږدي او مهاجرت کوي. له طبیعي اوبو څخه دی د سکرو، خټو، د منگانیز **Mn** له خوا جذبیږي، د اوبو د بړاسېدو پر مهال زېرمه کیږي. د ساري په توگه د سیواش (**Syvash**) د ولاړو اوبو، چې د کریمیا ټاپووزمې او د روسیې د نوري خاورې تر منځ دي، په یوه لیتر اوبو کې تر $۵۰۱۰^{-۸}$ گرامو تالیم شتون لري. په داسې پوتاسیمي مینرالونو لکه میکا، فلیډسپار کې، په داسې سولفیډي کاني ډېرو لکه گالینا **PbS**، سفالیریټ **ZnS**، مرکاسیټ **$FeS_۲$** کې تر **۰٫۵** سلنې شتون لري.

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د تالیم منځنۍ کچه **$۴٫۱۰.۵^{-۵}$** سلنه ده. په سمندري اوبو کې یې کچه $۱۰^{-۹}$ سلنه ده.

ایزوټوپونه یې

د تالیم کیمیایي عنصر **۳۷** ایزوټوپونه لري چې د کتلو شمېرې یې له **۱۷۲** څخه پیل او پر **۲۱۲** پای ته رسیږي. له دې شمېر څخه یې یوازې دوه ایزوټوپ پایښت لرونکي دي او هغه یو د **^{۲۰۵}Tl** ایزوټوپ دی چې ایزوټوپي ډېروالی یې د کتلې له پلوه **۷۰٫۵** سلنه دی. دویم یې د **^{۲۰۳}Tl** ایزوټوپ دی چې ایزوټوپي ډېروالی یې **۲۹٫۵** سلنه دی. له نورو رادیواکتیفي

ایزوټوپونو څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{204}Tl ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۳,۷۸ کاله دی. بل یې د ^{207}Tl ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۴,۷۷ دقیقې دی.

لاس ته راوړل یې

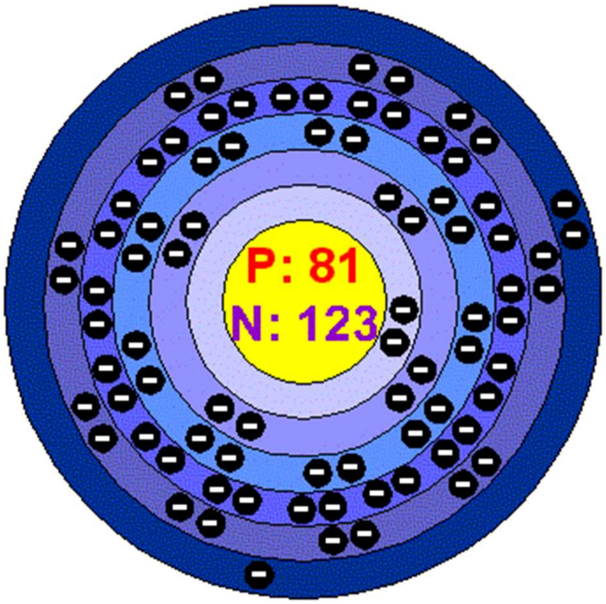
تخنیکي نړه تالیم د نورو هغو فلزونو له چاڼ څخه، چې د (flue dust) گرد ولري، لاس ته راځي. دا فلزونه نیکل **Ni** ، جست **Zn** ، کاډمیم **Cd** ، اینډیم **In** ، جرمانیم **Ge** ، سرپ **Pb** ، ارسینیک **As** ، سیلینیم **Se** او ټیلوریم **Te** دي. په دې ډول چې لومړی دا گرد او غبار په تودو نریو تېزابو کې حلیږي او تر دې وروسته د سرپو (II) نه حلېدونکی سولفاټ $PbSO_4$ ختېبل کیږي او د مالگې تېزاب **HCl** د دې لپاره وراضافه کیږي چې د تالیم (I) کلورایډ **TlCl** ختېبل شي. تر دې وروسته نړه کېدنه یې په نري سولفوریک اسیډ H_2SO_4 کې د تالیم سولفاټ د الکترولیز پر مټ، د پلاتینو د سیم په کارولو ترسره کیږي. تر دې وروسته بېل شوی تالیم د هایډروجن H_2 په اتموسفیر کې په ۳۵۰-۴۰۰ س. گ درجو تودوخه کې ویلي کیږي.

د تالیم اتوم

د تالیم د اتوم هسته له ۸۱ پروتونونو او ۱۲۳ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۸۱ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۶ ده، په بله وینا د تالیم اتوم ۶ انرژیکي سویې لري. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په دریمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۲، په پېنځمه کې یې ۱۸، او په شپږمه انرژیکي سویه کې یې ۳ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۰۴ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د تاليم اتومي کتله ۲۰۴,۳۸۲ ؛ **۲۰۴,۳۸۵** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې $6p^{1}$ $6s^{2}$ $5d^{10}$ $4f^{14}$ [Xe] فورمول سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۷۱ پ. م دی.



انځور: د تاليم د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

- د تاليم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې **۱۱,۸۵** گرامه دی.
- تاليم په **۳۰۴** س. گ درجو تودوخه کې ويلي کيږي. (د ک په شمېر په **۵۷۷** درجو تودوخه کې ويلي کيږي).

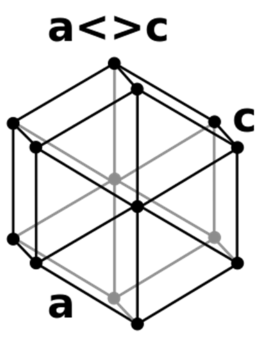
- په ۱۴۷۳ س. ګ درجو تودوخه کې په اېشېدو راځي. (د ک په شمېر په ۱۷۴۲ درجو تودوخه کې په اېشېدو راځي).
- د ويلي کېدو تودوالی يې ۴,۳۱ کيلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی يې ۱۲۲,۴ کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې ۲۲,۳ جوله\(کيلوين.موله) دی.
- مولي حجم يې ۱۷,۲ س. م. م\موله دی.

تاليم سپينو زرو ته ورته او د شنه پړک کوونکی فلز دی. په هوا کې ژر خپ کيږي، او د تاليم (I) اکسايډ Tl_2O په تور نري قشر پوښل کيږي.

تاليم درې بڼې (موديفيکېشن) لري. د تودوخې د ټيټې درجې تاليم **Tl II** چې د بلوري جالۍ جوړښت يې شپږڅنډيز (هيګزاګونال) سېستم لري او د جالۍ پارامترونه يې a = ۰,۳۴۵۶۶ ، c = ۰,۵۵۲۴۸ نانومتره دي. د تودوخې تر ۲۳۴ س. ګ درجو لوړ تاليم **Tl I** ، د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي منځډک د **α-Fe** سېستم لري، د جالۍ پارامترونه يې a = ۰,۳۸۸۲ نانومتره دي. دربيمه بڼه يې د ۳,۲۷ ګيګاپاسکاله او د ۲۵ س. ګ درجو لرونکی تاليم **Tl III** دی چې د بلوري جالۍ جوړښت يې مکعبي محوري سېستم لري. د جالۍ پارامترونه يې a = ۰,٤٧٧٨ نانومتره دي.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د تاليم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډيز (هيګزاګونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې c=٥,٥٢٥ a=٣,٤٥٦ انګسترومه دی.
- د ډيباي د تودوخې درجه يې ۹۲,۰۰ کيلوينه ده.



انځور: د تالیم د بلوري جالۍ جوړښت شپږخنده یز (هیګزاګونال) سیستم لري

کیمیايي خواص يې

- د تالیم کووالینسي نیم قطر ۱۴۸ پ. م دی.
- د ایون نیم قطر یې (e^{3+}) **۹۵** (e^{1+}) ۱۴۷ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۱٫۲۲ پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک یې ۰٫۳۳۸- $Tl \leftarrow Tl^{+}$، ۰٫۷۱ $Tl \leftarrow Tl^{3+}$ ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۳، ۱ دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې **۵۸۸٫۹** کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۲٫۱۰) الکترون ولټه ده.

تالیم ډیامقناطیسي دي. د تودوخې په **۲٫۳۹** کیلوین درجو کې یې د برېښنا تېرولو وړتیا ډېرېږي او برېښنایي مقاومت یې صفر وي.

کارونه یې

- د تالیم امالگام د ویلي کېدو د تودوخې درجه د نورو ټولو فلزونو او گډوله فلزونو د ویلي کېدو تر درجې ډېره ټيټه ده او د س. گ په شمېر منفي ۱۲- درجې کیږي. د تالیم امالگام د هوا د تودوخې مېچگرو (Thermometer) د ډکولو لپاره کاریږي.
- د تالیم-۲۰۱ شمېره ایزوټوپ د کارډیولوجۍ لپاره څېړنو کې کاریږي.
- د تالیم ایوډایډ TlI میټال هالیډي برېښنايي گروپونو (metal-halide lamp) ته وراضافه کیږي.
- د (Clerici solution) محلول چې له تالیم فورماټ (HCOOTl) او تالیم مالوناټ ($CH_2(COOTl)_2$) څخه جوړ دی، په کانپوهنه (مینرالوجۍ) کې د مینرالونو د خواصو د پېژندلو او ټاکلو لپاره کاریږي.
- درې ظرفیتي تالیم په عضوي سینتېز کې د ځینو پرتلیزو پیاوړیو اکسایډ جوړوونکیو کاشفو توکیو بنسټیز ترکیبي توکی دی لکه:

- تالیم ترای فلورواسیټاټ $C_6F_9O_6Tl$ ، ($Tl(Otfac)_3$) TTFA ؛
- تالیم ترای نایټراټ، TTN ، ($Tl(NO_3)_3$) ؛
- تالیم ترای اسیټاټ، TTA ، ($Tl(OAc)_3$) .

۸۲. سرپ

سرپ د کیمیایي عنصرونو د دوره يي جدول د شپږمې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې ۸۲ او سېمبول يې **Pb** دی. د دې عنصر نوم په لاتيني ژبه کې (**Plumbum**)، په انګليسي کې (**Lead**) او په روسي ژبه کې (**Свинéц**) دی. سرپ د ګوډګرې شمېرې درلودونکی عنصر دی. اړينه ده وويل شي چې تر ۲۰۱۲ ز کاله ۷ کوډګرې (جادويي) شمېرې پېژندل شوې او هغه ۲، ۸، ۲۰، ۲۸، ۵۰، ۸۲ او ۱۲۲ دي. سرپ يو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (**AS?**) شمېره يې (۱-۹۲-۷۴۳۹) ده. دا يو د ښتک وهلو وړتيا لرونکی، په پرتليزه توګه د ويلي کېدو د ټيټې درجې لرونکی، سپينو زرو ته ورته خو شين وزمه پړک لرونکی درونډ فلز دی. سرپ له ډېرو لرغونيو زمانو راهيسې انسانانو ته مالوم دی.

انځور: سرپ د ښتک وهلو وړتيا لرونکی، سپينو زرو ته ورته، خو شين وزمه پړک لرونکی درونډ فلز دی

تاریخچه یې

سرپ ډېرې زرېزې کېږي چې کارېږي، ځکه چې ډېر خپور شوی، په اسانۍ لاس ته راوړل کېږي او ظاهري بدلون ورکول کېږي. دا فلز د ځينو تر ګوزارونو لاندې په اسانۍ بدلېږي او په اسانۍ ويلي کېږي. دا يو له هغو لومړنيو فلزونو څخه وو چې د انسان له خوا يې د فلز ويلي کولو بهيرونو کې خپل ځای ونيو. له سرپو جوړې شوې غټې مرۍ چې د مخزېږد پر ۶۴۰۰ کال جوړې شوې وې، د اناتوليا (اوسنۍ تورکيې منځنۍ برخه) سويلي سيمې په «چتل ګويوک» لرغونې سيمه کې موندل شوې دي. همدارنګه د يوې ښځې نيم تنه پژۍ (مجسمه) چې د مصر د پاچاهانو د لومړنۍ کورنۍ د مخزېږد پر ۳۹۰۰-۳۱۰۰ کلونو له سرپو جوړه شوې، د دې فلز تر ټولو ډېر لرغونی اثر ګڼل کېږي. دا پژۍ د مصر په لرغوني ښار «ابيدوس» کې موندل شوې او پر ۱۸۹۹ ز کال له مصره انګلستان ته لېږدول شوې، اوسمهال دا نيم تنه پژۍ په برتانوي موزيم کې خوندي او شمېره يې (EA ۳۲۱۳۸) ده. په لرغوني مصر کې له سرپو جوړې شوې ابکۍ (سکې) او لاکټونه کارېدل. د ژېړو پېر په لومړيو کې سرپ له انټيموني **Sb** او ارسينيک **As** سره يو ځای کارېدل.

تر صنعتي پېر مخکې د سرپو تر ټولو ډېر ستر توليدوونکی لرغونی مصر وو، چې په کال کې يې ۸۰۰۰۰ (اتيا زره ټنه) سرپ توليدول. روميانو سرپ په منځنۍ اروپا، رومي برتانيا، بالکان، يونان، کمکۍ اسيا او اسپانيا کې راايستل. روميانو سرپ د اوبو د نلونو په جوړولو کې په پراخه پيمانه کارول، پر سرپې نلونو باندې ډېری مهال د رومي امپراتورانو نومونه ليکل کېدل. رښتيا دا چې ان لا لرغوني رومي ليکوال «ګايوس پلينيوس» (د ۲۲ او ۲۴ زېږدي کلونو ترمنځ - ۷۹ ز کال) او رومي مهندس، ميخانيک او پوهاند «مارکوس ويترويوس» (لومړۍ زېږدي پېړۍ) داسې ګڼله چې سرپ د انسان روغتيا ته ښه نه دي.

پر ۵ زېږدي پېړۍ د روم امپراتورۍ تر ړنګېدو وروسته په اروپا کې د سرپو کارېدنه لږ شوه او د ۷۰۰ ز کال پر شاوخوا په ټيټ کچ کې شوه. تر دې وروسته سرپ په ختيځ المان کې

راایستل کېدل. سرپ به یې واینو ته د خوند د ښه کولو لپاره وراضافه کول، دې دود پراختیا وموندله او ان پر ۱۴۹۸ ز کال د پاپ له خوا تر بندیز لگېدو وروسته یې هم ادامه وموندله. د سرپو دې ډول کارونې په منځنیو پېړیو کې د سرپو ناروغي (**lead colic**) راپیدا کړه. په لرغونې روسیه کې سرپ د کلیساوو د بامونو د پوښلو لپاره کارېدل، همدا راز د لاسوندونو لپاره ټاپې هم ترې جوړېدې. وروسته پر ۱۷۳۳ ز کال د مسکو په کریملین کې له سرپو جوړ شوي د اوبو نلونه وغځول شول چې تر ۱۷۳۷ ز کاله یې کار ورکړ.

په الخیمیا (کیمیا) کې سرپ له ذحل گرزنده ستوري سره یو ځای، په تړاو کې او د هغه سېمبول ♄ گڼل کېده. په لرغونیو زمانوکې د سرپو او انټیمونې ویې خلکو ډېرې مهال له یو بل څخه نه شوای توپیرولای، دواړه یې د یوه فلز بېلابېل ډولونه گڼل. که څخه هم رومي لیکوال «گایوس پلینیوس» سرپ او قلع **Sn** توپیرولای شو، قلع یې د «پلومبوم البوم» او سرپ یې د «پلومبوم نیگروم» په نومونو یادول.

صنعتي اوښتون د سرپو د کارونې د اړتیا نوی زیاتوالی راپیدا کړ. د ۱۸۴۰ زېږدي کلونو په سر کې د نړۍ سرپو کالنی تولید لومړی ځل تر ۱۰۰۰۰۰ (یولک) ټنو واوښت او د راتلونکیو ۲۰ کالو په بهیر کې تر ۲۵۰۰۰۰ (دوه لکه پنځوس زره) ټنو واوښت. د ۱۹ ز پېړۍ تر وروستیو لسیزو د سرپو د راایستلو کار دریو هېوادو ترسره کاوه او هغه برتانیا، جرمني او اسپانیا ول. د ۲۰ ز پېړۍ په سر کې په اروپا کې د سرپو راایستنه د نورې نړۍ په پرتله کمه شوه، او دا په امریکا متحدو ایالتونو، کاناډا، مکسیکو، او استرالیا کې د سرپو د راایستنې د زیاتوالي له برکته وه. تر ۱۹۹۰ ز کاله د سرپو (له انټیمونې **Sb** او قلع **Sn** سره) ډېره برخه د چاپخونو د لیکتوریو په جوړولو کې او د ماشیني سونتوکیو د اکتان شمېرې (**Octane rating or octane number**) د لوړولو لپاره د سرپو تیترااتیل $(C_2H_5)_4Pb$ په ډول لگښتېده.

د نامه ريښه يې

د سرپو د نامه ريښه نامالومه ده. په ډېرى سلاوياني ژبو لکه بلغاريايي، سربي-کرواتي، چکي، پولېنډي، په تر ريفورمي شوې بيلاروسي ژبو کې سرپ د قلعي لپاره کاروي، د غږ (فونيم) له پلوه د «اولووه»، «олово» (په روسي ژبه کې د قلعي نوم)، (волава, olovo, ołów) او داسې نورو ته ورته ده. د همدغې مانا لرونکى، خو د تلفظ له پلوه «سرپو» ته ورته ويى د بالټيکي ژبو په گروپ کې ليدل کيږي، لکه په ليتوانيايي ژبه کې (švinas)، په ليتونيايي ژبه کې (svins)، همدا راز په څو سلاياني ژبو يانې روسي او اوکرايني ژبو کې «سوينېڅ» (свинець)، په رسمي بېلاروسي ژبه کې (свінец) او په سلوينيايي ژبه کې (svinec).

د لاتيني ژبې له (plumbum) څخه د انگليسي ژبې (plumber) اخيستل شوى چې د «اوبه تېروونکي، نل غځوونکي» په مانا دى. (په لرغوني روم کې د اوبو تېرولو نلونه له همدغه فلزه جوړېدل، ځکه چې د ويلي کولو لپاره ډېر وړ وو) د ايټاليا د وينيس (Venice) د «پيومبي» زندان نوم، چې بام يې له سرپو جوړ دى، هم د سرپو له همدغه لاتيني نامه څخه اخيستل شوى دى.

په طبيعت کې د سرپو شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د سرپو کچه ۱،۶۰۱۰-۳ سلنه ده. په طبيعت کې يې نږه بڼه لږ موندل کيږي. هغه کاني ډېرې چې سرپ لري، شمېر يې ډېر دى. په دغو کاني ډېرو کې سرپ ډېرى مهال د انټرميټاليک گډوله فلز په ډول شتون لري، لکه زوياگينڅيويټ (Pd,Pt)۳(Pb,Sn) او نور، او له نورو فلزونو لکه له سرپ + قلع + انټيموني سره گډوله فلزونه. سرپ د ۸۰ بېلابېلو مينرالونو په ترکيب کې گډون لري. له دغو مينرالونو څخه يې تر ټولو ډېر ارزښتناک گالينا PbS ، سيروسيټ PbCO۳ ، انگليزيټ PbSO۴ (د سرپو

(II) سولفاټ $PbSO_4$) دي؛ له ډېرو پېچلیو څخه یې ځینې دا دي لکه ټیلیټ $PbSnS_2$ او بیتیختینیټ $Pb_2(Cu,Fe)_{21}S_{15}$ ، همدا راز د سرپو سولفومالګې لکه جېمسونیټ $FePb_4Sn_6S_{14}$ او بولانژیریټ $Pb_5Sb_4S_{11}$. تل د یورانیمو او توریمو په کاني ډېرو کې شتون لري او ډېری مهال راډیوجینیک بنسټ او منشا لري. په طبیعي شرایطو کې ډېری مهال لوی سرپي-جستي کانونه، یا د (stratiform) ډوله پولي میټالیک (polymetallic) کاني ډېرې جوړوي. د ګالینا مینرال ډېری مهال د نورو فلزونو په کانونو کې موندل کیږي، لکه په مسي- نیکلي، یورانیمي، د سرو زرو او نورو کانونو کې.

لاس ته راوړل یې

د سرپو د لاس ته راوړلو لپاره په ټوله کې هغه کاني ډبرې کاریږي چې د ګالینا PbS مینرال ولري. لومړی د (Flotation process) عملیې یا مېتود پر مټ داسې ټینګتوکی لاس ته راوړل کیږي چې له ۴۰ تر ۷۰ سلنې سرپ لري. تر دې وروسته د (Werkblei) ټینګتوکي د لاس ته راوړلو لپاره څو لارې شونې دي. ویرکبلی یانې ګډوډ، یا له نورو توکیو سره ګډ سرپ. تر دې وروسته د سرپو د نرم کولو لپاره څو ځلي ګډوډ سرپ ویلي کیږي. تر دې وروسته په (shaft furnace) بټۍ کې ټینګتوکي ته ډېره تودوخه ورکول کیږي او سرپ له نورو توکیو څخه پاکیږي او نرم کیږي.

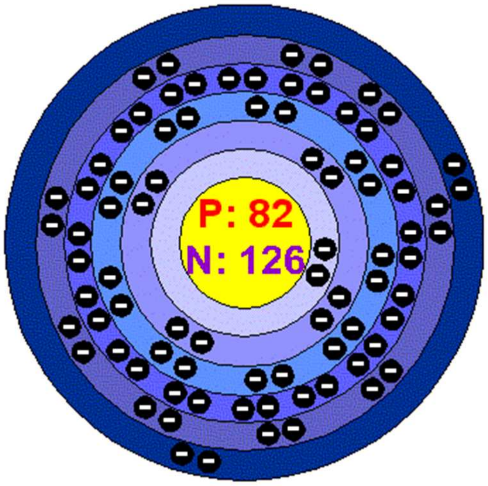
د سرپو اتوم

د سرپو د اتوم هسته له ۸۲ پروتونونو او ۱۲۲ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۸۲ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۶ ده، په بله وینا د دې عنصر اتوم ۶ انرژیکي سویې لري. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۲، په پېنځمه کې یې ۱۸، او په شپږمه انرژیکي سویه کې یې ۴ الکترونونه سره

وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۰۸ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د سيمابو اتومي کتله ۲۰۷,۲ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول [Xe] $4f^{14}$ $5d^{10}$ $6s^{2}$ $6p^{2}$ سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۷۵ پ. م دی.



انځور: د سرپو د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

- د سرپو کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې ۱۱,۳۴۱۵ گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۳۲۷,۴۶ ده. (د ک په شمېر ۶۰۰,۶۱ ده).

- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. ګ په شمېر ۱۷۴۹ ده. (د ک په شمېر ۲۰۲۲ ده)

.

- د ويلي کېدو تودوالی يې ۴,۷۷ کيلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی يې ۱۷۷,۸ کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې ۲۶,۶۵ جوله \(کيلوين.موله) دی.
- مولي حجم يې ۱۸,۳ س. م.م \موله دی.

سرپ د تودښت (تودوالي) تېرولو ډېره لږ او ټيټه وړتيا لري، چې د تودوخې په صفر س. ګ درجه کې ۳۵,۱ واټ پر متر پر کيلوينه دی (Вт/(м·K). سرپ يو نرم فلز دی، په چاکو پرې کيږي، په نوکانو په اسانۍ نوکارې پرې لګول کيږي. له پاسه زياتره په لږ و ډېر پرېړ اکسايډي قشر پوښل شوی وي، که چيرې غوڅ کړای شي نو نوی پرې شوی ځای يې ډېره ځلا کوي، چې په هوا کې د وخت په تېرېدو سره خپ کيږي. دا فلز د درنو فلزونو په ګروپ کې راځي؛ کثافت يې په يو س. م. م کې (د تودوخې په ۲۰ س. ګ درجو کې) ۱۱,۳۴۱۵ ګرامه دی. د هوا د تودوخې د درجې په کمېدو سره يې کثافت هم کميږي:

۱. د تودوخې په ۳۲۷,۲ س. ګ درجو کې يې کثافت په يو س. م. م کې ۱۰,۲۸۶ ګرامه دی.

۲. د تودوخې په ۴۵۰ س. ګ درجو کې په يو س. م. م کې ۱۰,۵۳۶ ګرامه دی.

۳. د تودوخې په ۶۵۰ س. ګ درجو کې په يو س. م.م کې ۱۰,۳۰۲ ګرامه دی.

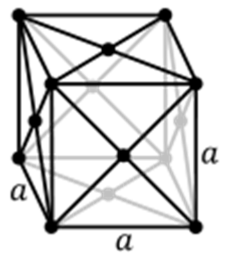
۴. د تودوخې په ۸۵۰ س. ګ درجو کې په يو س. م. م کې ۱۰,۰۷۸ ګرامه دی.

د کشېدو په وړاندې لوړترين مقاومت يې ۱۲-۱۳ ميګاپاسکاله(MPa) ($MH/м^2$) دی.

د تودوخې په ۷,۲۶ کيلوين درجو کې د برېښنا ډېر تېروونکی کيږي.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د سرپو د بلوري جالۍ جوړښت **مکعبي محوري** سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې ۴,۹۵۰ انگسترومه دی.
- د ډيباي د تودوخې درجه يې ۸۸,۰۰ کیلوینه ده.



انځور: د سرپو د بلوري جالۍ جوړښت **مکعبي محوري** سېستم لري

کیمیايي خواص يې

- د سرپو کووالينسي نيم قطر ۱۴۷ پ. م دی.
- د ايون نيم قطر يې (e ۴+) ۸۴ (e ۲+) ۱۲۰ پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې ۱,۸ پاولينگه دی.
- الکترودي ځواک يې $Pb \leftarrow Pb^{2+}$ ۰,۱۲٦−، $Pb \leftarrow Pb^{4+}$ ۰,۸۰ ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجې يې ۴، ۲، ۰ دي.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې ۲,۷۱۵ کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمېر (۷,۴۱) الکترون ولټه ده.

د سرپو الکتروني فورمول دا $5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^2$ دی. په بهرني الکتروني قشر کې يې ۴ ناجفته الکترونونه شتون لري (۲ يې په p- او ۲ يې په d- سويو کې)، ځکه خو د سرپو د اکسايډ جوړولو بنسټيزې درجې ۲+ او ۴+ دي.

د دوه ظرفيتي سرپو مالگې له الکليو OH^- سره تعامل کوي او نږدې د سرپو (II) نه حلېدونکی هایډروکسایډ $Pb(OH)_2$ جوړوي:

$$Pb^{2+} + 2OH^- = Pb(OH)_2$$

د الکليو په پرېمانۍ کې د سرپو هایډروکسایډ حليږي:

$$Pb(OH)_2 + 2OH^- = [Pb(OH)_4]^{2-}$$

سرپ Pb له الکليو او تېزابونو سره تعامل کوي:

$$Pb + 2NaOH + 2H_2O = Na_2[Pb(OH)_4] + H_2 \uparrow$$

$$Pb + 2HCl = PbCl_2 + H_2 \uparrow$$

سرپ د ۴ همغږۍ شمېرې لرونکي مجموعي مرکبونه جوړوي، د ساري په توگه : $[Pb(OH)_4]^{2-}$

د سرپو ډای اکسایډ PbO_2 او سرپو Pb ترمنځ تعامل (له خپل ځان سره تعامل) د سرپي بېټريو په بنسټ کې پروت دی.

د سرپو بنسټيز مرکبونه

سرپ کولای شي چې په خپلو مرکبونو کې د اکسایډ جوړولو په ۲+ او ۴+ درجو کې شتون ولري، او د سرپو Pb(II) او Pb(IV) مرکبونه جوړوي. د اکسایډ جوړولو په دواړو درجو کې سرپ دوه گونی (امفوتيريک) خاصيت لري او کولای شي چې د Pb^{2+} او Pb^{4+} کتيونونو رول ولوبوي؛ په دې ډول دی (د پلومبيټ PbO_2^{2+} له سرپو Pb(II) او د پلومبيټونو سرپو Pb(IV) یانې ميټاپلومباټ PbO_3^{2+} او اورتوپلومباټ PbO_4^{2+}) په ترکيب کې گډون لري او کولای شي چې څلور ډوله مالگې جوړې کړي.

د سرپو هالیډونه: سرپ د اکسایډ جوړولو په ۲+ درجه کې دا ډول هالیډونه $PbHal_2$ جوړوي، دا د ټولو هالوجینونو لپاره ده. د سرپو (IV) داسې هالیډونه هم پېژندل شوي لکه د سرپو (IV) فلورایډ (د سرپو تیترافلورایډ) PbF_4 او د سرپو (IV) کلورایډ (د سرپو تیتراکلورایډ) $PbCl_4$، د سرپو تیترابرومایډونه او د سرپو تیترا ایوډایډونه لاس ته نه دي راغلي.

- د سرپو (II) فلورایډ PbF_2 ، دا د سرپو فلز مالگه ده، راڼه بلورونه دي، په اوبو کې ښه نه حلیږي.
- د سرپو (II) کلورایډ $PbCl_2$، دا سپین بلوري پوډر دی، په سرو اوبو کې حلیږي. د نورو کلورایډونو په محلول کې په تېره بیا په امونیم کلوراید NH_4Cl کې هم ښه حلیږي.
- د سرپو (II) برومایډ $PbBr_2$، د سرپو فلز او د هایډروجن برومایډ HBr مالگه ده، راڼه بلورونه دي، په اوبو کې ښه نه حلیږي.
- د سرپو (II) ایوډایډ PbI_2 ، د سرپو او هایډروایوډیک اسیډ HI مالگه ده، زېړ بلورونه دي، په سرو اوبو کې حلیږي، په سړو اوبو کې لږ حلیږي.

د سرپو کالکوجینیډونه: د سرپو دا کالکوجینیډونه لکه د سرپو (II) سولفیډ PbS ، د سرپو (II) سیلینیډ PbSe او د سرپو ټیلورایډ PbTe د تور رنگ لرونکي پوډرونه دي، د برېښنا نیم تېروونکي دي.

د سرپو اکسایډونه: د سرپو اکسایډونه تر ډېره بریده بنسټیز (بازي) یا خو دوه گونی (هم تېزابي او هم الکلي) خاصیت لري. له دوی څخه یې ډېری سور، زېړ، تور، او قهوه یي رنگونه لري. سرپ دوه ساده اکسایډه جوړوي او هغه د سرپو (II) اکسایډ PbO او د سرپو (IV) اکسایډ (یا د سرپو ډای اکسایډ) PbO_2 او یو گډ ترای پلومبیک تیتراکسایډ Pb_3O_4 دی، چې په رښتیا کې د سرپو (II,IV) اکسایډ Pb_2PbO_4 دی.

د سرپو مالګې:

- د سرپو (II) سولفاټ $PbSO_4$ ، دا یو سپین جامد توکی دی.
- د سرپو (II) نایټراټ $Pb(NO_3)_2$ ، په عادي حالت کې بې رنګه بلورونه دي، یا سپین پوډر دی. په اوبو کې ښه حلیږي.
- د سرپو (II) اسیټاټ $Pb(CH_3COO)_2$، په عادي شرایطوکې راڼه بلورونه دي، خوږ خوند لري، خو لکه څنګه چې ډېر زهرجن دي نو له څکلو یې باید ډډه وشي.
- د سرپو (II) کروماټ $PbCrO_4$ ، ژېړ پوډر او ژېړ بلورونه دي، په اوبو کې نه حلیږي.

انځور: د سرپو (II) ایوډایډ PbI_2، د سرپو یو مرکب دی، د سرپو او هایډروایوډیک اسیډ HI مالګه ده، په عادي شرایطو کې ژېړ بلورونه دي، په سرو اوبو کې ښه او په سړو اوبو کې ښه نه حلیږي

ایزوټوپونه یې (ایزوټوپي ترکیب یې)

ټول سرپ له څلورو پایښت لرونکیو ایزوټوپونو جوړ دي . دا ایزوټوپونه د ^{۲۰۴}Pb ، ^{۲۰۶}Pb ، ^{۲۰۷}Pb ، او ^{۲۰۸}Pb دي. دا ایزوټوپونه پایښت لرونکي دي، یانې رادیواکتیفي نه دي، خو د ^{۲۰۶}Pb ، ^{۲۰۷}Pb او ^{۲۰۸}Pb ایزوټوپونه یې رادیوجینیک دي او د یورانیم-۲۳۸، یورانیم-۲۳۵ او توریم-۲۳۲ (^{۲۳۲}Th ، ^{۲۳۵}U ، ^{۲۳۸}U) د رادیواکتیفي تجزیې په پایله کې جوړیږي. د سرپو د $^{۲۰۸}_{۸۲}Pb^{۱۳}$ ایزوټوپ یو له هغو پېنځو په طبیعت کې شتو هستو څخه ده، چې دوه کوډ گرې شمېرې لري. د رادیواکتیفي تجزیې نقشه په لاندې ډول ده:

$$^{۲۳۸}U \rightarrow {}^{۲۰۶}Pb + ۸\,^{٤}He;$$

$$^{۲۳۵}U \rightarrow {}^{۲۰۷}Pb + ۷\,^{٤}He;$$

$$^{۲۳۲}Th \rightarrow {}^{۲۰۸}Pb + ٦\,^{٤}He.$$

د تجزیې معادلې یې لاندې بڼې لري:

$$^{206}\text{Pb} =^{238} \text{U}(e^{\lambda_8}t - 1),$$

$$^{207}\text{Pb} =^{235} \text{U}(e^{\lambda_5}t - 1),$$

$$^{208}\text{Pb} =^{232} \text{Th}(e^{\lambda_2}t - 1),$$

د سرپو له رادیواکتیفي ایزوټوپونو څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{۲۰۵}Pb ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۵,۳ میلیونه کاله دی. بل یې د ^{۲۰۲}Pb ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۵۳۰۰۰ ~ کاله دی . دا عنصر ټول ۳۸ ایزوټوپونه لري چې د کتلو شمېرې یې له ۱۷۸ څخه پیل او پر ۲۱۵ پای ته رسیږي.

کارونه يې

د سرپو (II) نایټراټ $Pb(NO_3)_2$ د پیاوړیو مخلوطي چاودېدونکیو توکیو په تولید کې کارېږي.

د سرپو ازیډ $Pb(N_3)_2$ د چاودېدونکیو توکیو یا بمونو د فیوز په توګه په پراخه پیمانه کارېږي.

د سرپو (II) پرکلوراټ $Pb(ClO_4)_2$ د درنو مایعاتو د جوړولو لپاره کارېږي (چې کثافت یې په یو س. م. م کې ۲,۲ ګرامه وي)، چې د کاني ډبرو په (**Flotation process**) غني کوونکي مېتود کې کېږي، خو کله کله په پیاوړیو مخلوطي چاودېدونکیو توکیو کې د اکسایډ جوړوونکي په توګه کارېږي. د سرپو فلورایډ هم په خپلواک ډول او هم د بیسموټ، مسو، سپینو زرو له فلورایډونو سره یو ځای او ګډ د برېښنا په کیمیایي سرچینو (الکتروکیمیایي پیلونو) کې د کتودي توکي په توګه کارېږي.

د سرپو بیسموتاټ، د سرپو سولفیډ **PbS**، د سرپو ایوډایډ PbI_2 په لیتیمي چارجېدونکیو بالتېو کې د کتودي توکي په توګه کارېږي.

د سرپو کلورایډ $PbCl_2$ د برېښنایي بهیر په ریزرفي سرچینو کې د کتودي توکي په توګه کارېږي.

د سرپو ټیلورایډ **PbTe** د ترموالکتریکي توکي په توګه په پراخه پیمانه کارېږي. د ترموالکتریکي جنراتورونو (**Thermoelectric generators**) او ترموالکتریکي یخچالونو په تولید کې په پراخه پیمانه کارېږي.

د سرپو ډای اکسایډ PbO_2 په پراخه پیمانه نه یوازې په سرپي بېټرۍ، بلکې د ده پر بنسټ د برېښنایي بهیر ډېر ریزرفي کیمیایي سرچینې (پیلونه) تولیدېږي لکه سرپي-کلوریني پیل، سرپي-هایډروفلوریکي پیل او داسې نور.

سپین سرپ (White lead، Свинцóвые бели́ла) بنسټیز کاربوناټ دی، د ډېر کثافت لرونکی سپین پوډر دی، په هوا کې د کاربون ډای اکسایډ CO_2 او سرکې تېزابو (اسیټیک اسیډ) CH_3COOH تر اغېز لاندې لاس ته راځي. سپین سرپ پخوا د رنګونو په جوړولو کې کارېدل خو اوس یې په دې برخه کې دومره پراختیا نه ده موندلې، ځکه چې د هایډروجن سولفیډ H_2S تر اغېز لاندې خرابېږي او له منځه ځي. سپین سرپ د یو ډول ګچ (Spackling paste) په تولید کې، د سیمټو او سرپي کاربوناټي کاغذ په ټکنالوجۍ کې کارېږي.

د سرپو ارسیناټ او ارسینیټ د کرنې د بوټیو د له منځه وړونکیو د حشراتو د وژونکیو توکیو او د پومبې له منځه وړونکیو خمنډکو (غوباړیو) د پوډرو (insecticide) په جوړولو کې کارېږي.

د سرپو بوراټ $Pb(BO_2)_2 \cdot H_2O$ چې یو نه حلېدونکی سپین پوډر دی، د انځورونو د وچولو، او له نورو فلزونو سره یو ځای د ښیښې او چیني لوښیو ته له پاسه قشر ورکولو کې کارېږي.

د سرپو کلورایډ $PbCl_2$ چې یو سپین بلوري پوډر دی، په سړو اوبو، د نورو کلورایډونو په محلولونو، په تېره بیا په امونیم کلورایډ NH_4Cl کې حلېږي. د پړسوبونو لپاره د ملحمو په جوړولو کې کارېږي.

د سرپو (II) کروماټ $PbCrO_4$ د سرپو د زېړ رنګوونکي (dye) په نامه نامتو دی، د رنګونو په جوړولو کې د یوې مهمې ترکیبي برخې په توګه، د چیني لوښیو، سامان او

ټوکرانو د رنګولو لپاره کاریږي. کروماټ په صنعت کې په ټوله کې د زېړو رنګونو په جوړولو کې کاریږي.

د سرپو نایټراټ $Pb(NO_3)_2$ سپین بلوري توکی دی، په اوبو کې ښه حلیږي. په صنعت کې د اورلګیتو په تولید، د ټوکرانو په رنګولو او ځینو نورو برخو کې کاریږي.

د سرپو سولفاټ $PbSO_4$، یو سپین پوډر دی چې په اوبو کې نه حلیږي، د چارجېدونکیو بالټیو په جوړولو کې، په ډبرین چاپ (لیتوګرافۍ) او د ټوکرانو په تولید کې کاریږي.

د سرپو سولفیډ **PbS** یو تور پوډر دی، په اوبو کې نه حلیږي، د خټینو لوښیو په پخولو او د سرپو د ایون په مالومولو او کشفولو کې کاریږي.

لکه څنګه چې سرپ د γ ګاما وړانګه ښه جذبوي، نو له دې لامله دی په رونتګیني دستګاوو او اټومي بټیو کې د وړانګیزې دفاع لپاره کاریږي. سربېره پر دې، په راتلونکي کې د چټکو نیوترونونو په اټومي بټیو کې د تودوخې ساتونکي او تودوخې لېږدونکي توکي په توګه په پام کې نیول شوی دی.

د سرپو او قلعي ګډوله فلز چې له **۸۵** تر **۹۰** سلنې قلع **Sn** او له ۱۰تر **۱۵** سلنې سرپ **Pb** ولري، قیمته نه دی او د کور د لوښیو او کېږ په تولید کې کاریږي. د قلعې او سرپو ګډوله فلز چې **۶۷** سلنه سرپ او **۳۳** سلنه قلع ولري د لېم کولو سیم په جوړولو او الکتروتخنیک (برېښنايي مهندسۍ) کې کاریږي. د سرپو او انټیموني **Sb** ګډوله فلزونه د کارتوسو د مردکو (ګولیو) او د چاپي لیکښو (لیکتوریو) په تولید کې کاریږي؛ د سرپو، انټیموني او قلعې **Sn** ګډوله فلزونه د برینګونو په تولید کې کاریږي. د سرپو او انټیموني ګډوله فلزونه د زیاتره کېبلونو د پوښ په توګه او د برېښنايي بېټریو د نریو پاڼو په توګه کاریږي. د سرپو مرکبونه د حشراتو د له منځه وړونکیو زهري توکیو، د ښیښه یي سامان په تولید کې، او پیترولو (ګاسولین) د سرپو تیترا ایتیل $Pb(C_2H_5)_4$ په ډول ورګډیږي.

په طب کې: له رونتګېن وړانګو څخه د ناروغانو د دفاع او ساتنې لپار کاریږي.

په ځمکپېژندنه (جیولوجی) کې : د سرپو ایزوټوپونه په مطلقه جیوکرونولوجی کې د مینرالونو او غرنیو ډبرو د عمر د مالومولو لپاره کاریږي . د نېټې (عمر) مالومونې د یورانیمي-توریمي- سرپي مېتود د یورانیمو د ایزوټوپونو د تجزیې پر معادلو بنسټ لري . د دغو معادلو برابروالی (ترکیب والی) په پراخه پیمانه کاریږي، د ساري په توګه د یورانیمو لپاره:

$$\frac{^{206}Pb}{^{207}Pb} = \frac{^{238}U(e^{\lambda_8 t} - 1)}{^{235}U(e^{\lambda_5 t} - 1)}.$$

۸۳. بیسموټ

بیسموټ د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د شپږمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۸۳ او سېمبول یې **Bi** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Bismuthum**)، په انګلیسي کې (**Bismuth**) او په روسي ژبه کې (**Ви́смут**) دی. دا یو ساده توکی دی چې په عادي شرایطو کې ځلاند، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی او لږ لږ ګلابي رنګ لرونکی فلز دی. د دې عنصر د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره (۹-۲۹-۷۴۴۰) ده.

انځور: بیسموټ سپینو زرو ته ورته، لږ لږ ګلابي رنګ لرونکی، ځلاند فلز دی

تاریخچه او د نامه ریښه یې

د دې عنصر لاتیني نوم (Bismuthum) یا (bisemutum) په اټکلي ډول د الماني ژبې له (weisse Masse) «سپینې کتلې» څخه اخیستل شوی دی.

په منځنیو پېړیو کې بیسموټ کیمیاګرو زیاتره د ازمايښتونو پر مهال کاراوه. هغو کارګرو چې بیسموټ یې له کانونو څخه رااېسته دا عنصر د (tectum argenti) په نامه یاداوه چې «د سپینو زرو تولید» مانا لري، خو د دې تر څنګ دوی داسې ګڼله چې د بیسموټو نیمايي برخه سپین زر ول.

بیسموټ نه یوازې په اروپا کې کارېده بلکې په نورو سیمو کې هم. اینکانو بیسموټ د سرې وسلې د جوړولو په بهیر کې کاراوه، هغو تورو، چې له دې فلز څخه جوړېدې، ځانګړې ښکلا درلوده؛ د دغو تورو ځلا یو خوښۍ ښونکی اکسایډ درلود او دا اکسایډ د فلز له پاسه د نري قشر په توګه د بیسموټ جوړېدونکی اکسایډ وو.

خو دا فلز د یو خپلواک عنصر په توگه نه گڼل کېده او داسې گڼل کېده چې دی د سرپو Pb ، انتیموني Sb یا قلعي Sn یو ډول دی . د بیسموټ په اړه لومړی ځل پر ۱۵۴۶ ز کال د الماني کانپوه او د فلز ویلي کولو څانگپوه «گیورگیوس اگریکولا» (۱۴۹۴- ۱۵۵۵) په اثارو کې یادونه شوې ده. پر ۱۷۳۹ ز کال الماني کیمیاپوه «یوهان هاینریش پوټ» (۱۶۹۲-۱۷۷۷) دا مالومه کړه چې بیسموټ یو خپلواک او بېل کیمیایي عنصر دی . ۸۰ کاله وروسته سویډني کیمیاپوه «برسیلیوس» لومړی ځل په کیمیایي نومښودنه کې د بیسموټ لپاره د Bi سېمبول وټاکه.

په طبیعت کې د بیسموټ شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د بیسموټ کچه د کتلې له پلوه 2.10^{-5} سلنه، او د سمندري اوبو په یو لیتر کې یې کچه 2.10^{-5} میلي گرامه ده.

په کاني ډبرو کې هم په خپلو مینرالونو کې او هم د ځینو نورو فلزونو په سولفیډي (sulfosalts) کې د کوشنیو برخو په توگه شتون لري. په نړیوال پراکتیک کې نږدې ۹۰ سلنه بیسموټ د سرپو- جستي، مسي، قلعي له کاني ډبرو او ټینگتوکیو (کونسنتراتونو) څخه د دغو فلزونو د رااېستلو تر څنگ په ډېره لږه کچه رااېستل کېږي.

هغه بیسموټي کاني ډبرې چې ۱ او تر دې لوړه سلنه بیسموټ لري، لږ موندل کېږي. د دې عنصر هغه مینرالونه چې په دې ډول او همدا راز د نورو فلزونو په کاني ډبرو کې گډون لري هغه د طبیعت تخمینن نږه بیسموټ دي چې له ۹۸,۵ څخه تر ۹۹ سلنې بیسموټ لري، او دا مینرالونه دي لکه بیسموټینیټ Bi_2S_3 ، چې ۸۱,۳۰ سلنه بیسموټ لري، تیتراډیمیټ Bi_2Te_2S ، چې له ۵۲,۳ څخه تر ۵۹,۳ سلنې بیسموټ لري، کوزالیټ $Pb_2Bi_2S_5$ ، چې ۴۲ سلنه بیسموټ لري، بیسمیټ Bi_2O_3 ، چې ۸۹,۷ سلنه بیسموټ لري، بیسموټیټ

Cu_3BiS_3، ویټیخینیټ $Bi_2CO_3(OH)_4$، چې له ۸۸,۵ څخه تر ۹۱,۵ سلنې بیسموټ لري، ویټیخینیټ Cu_3BiS_3، ګالینوبیسموټیټ $PbBi_2S_4$، او ایکینیټ $CuPbBiS_3$ مینرالونه دي.

کانونه يې

د بیسموټو کانونه په جرمني، منګولیا، بولیویا، استرالیا، پیرو، روسیه او ځینو نورو هېوادو کې شتون لري.

د بیسموټ کانونه ډېره لږه پراختیا لري او دا فلز زیاتره له نورو فلزونو سره یو ځای مجموعي کاني ډبرې او په یو شمېر هایډروترمال کانونو کې کاني ډبرې لري چې د هغوی له شمېر څخه يې دا لاندې ډبرې کارېدونکې او د یادولو وړ دي:

۱. تنګستني-مسي-بیسموټي کاني ډبرې.

۲. د پېنځه عنصره (Co-Ni-Bi-Ag-U) لرونکیو کاني ډبرو کانونه.

۳. د سرو زرو-بیسموټي کاني ډبرې.

۴. ارسینیکي-بیسموټي کاني ډبرې.

۵. مسي-بیسموټي کاني ډبرې.

۶. کوارتزي-بیسموټي کاني ډبرې.

لاس ته راوړل يې

بیسموټ له پولي میټالیکو مسي او سرپو لرونکیو ټینګتوکیو او کاني ډبرو څخه د لوړې تودوخې فلز ویلي کولو (پیرومیټالورجۍ) او له کاني ډبرو څخه د اوبو د محلولونو په مرسته د بېلولو مېتود (هایډرومیټالورجۍ) پر مټ لاس ته راځي.

انځور: د بیسموټ سینتېز شوی کریستال. ده ته د سرې زرغونې په څېر بېلابېل رنګونه د ده اکسایډي قشر ورکوي

ایزوټوپونه يې

بیسموټ پايښت لرونکي ایزوټوپونه نه لري. طبېعي بیسموټ له یوه ایزوټوپه ^{۲۰۹}**Bi** جوړ دی، چې پخوا په طبېعت کې تر ټولو پايښت لرونکیو ایزوټوپونو څخه دروند ګڼل کېده. خو پر **۲۰۰۳** ز کال په ازمايښتي او تجربوي ډول د دې پخلې وشو چې دا ایزوتوپ الفا- راډیواکتیفي دی . د بیسموټ د ^{۲۰۹}**Bi** ایزوټوپ د نیمايي عمر مالوم شوی پېر **۱,۹±۰,۲۰۱۰**^{۱۹} کاله دی . په دې ډول ویلای شو چې د دې عنصر ټول پېژندل شوي ایزوټوپونه راډیواکتیفي دي. خو لکه څنګه چې د نیمايي عمر پېر **۱,۹±۰,۲۰۱۰**^{۱۹} کاله ان د اوسنۍ پینۍ (کایناتو) تر عمر زیات دی، نو طبېعي بیسموټ چې له یوه ^{۲۰۹}**Bi** ایزوټوپه جوړ دی، د انسان لپاره بې ضرره راډیواکتیفي دی. په یوه ګرام طبېعي بیسموټ کې په یوه کال کې په منځني شمېر د بیسموټ-**۲۰۹** ایزوټوپ نږدې ۱۰۰ هستې الفا-تجزیه کیږي او د تالیم **Tl** عنصر په تالیم-**۲۰۵** پايښت لرونکي ایزوټوپ باندې بدلیږي.

پر ^{۲۰۹}Bi ایزوټوپ سربېره، د بیسموټ **۳۴** نور ایزوټوپونه هم پېژندل شوي چې ډېری یې ایزومیري حالتونه لري . له دوی څخه یې دا ایزوټوپونه اوږد عمر لري لکه د ^{۲۰۷}Bi ایزوټوپ چې نیمايي عمر یې **۳۱,۵۵** کاله دی. بل یې د ^{۲۰۸}Bi ایزوټوپ چې نیمايي عمر یې ۰,۳٦۸·$۱۰^{٦}$ کاله دی. دریم د ^{۲۱۰m}Bi ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۳,۰٤·$۱۰^{٦}$ کاله دی. د نورو ټولو ایزوټوپونو عمر یې لنډ دی او تر څو شوا روزه زیات نه دی.

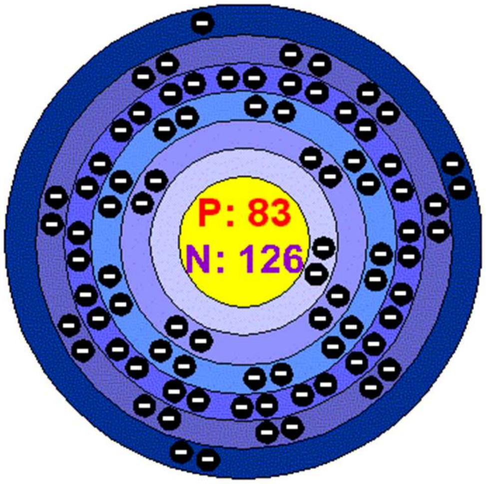
د بیسموټ هغه ایزوټوپونه چې د کتلو شمېرې یې له **۱۸۴** څخه پیل او پر **۲۰۸** شمېره ختمیږي، او له **۲۱۵** څخه پیل پر **۲۱۸** پای ته رسیږي په مصنوعي ډول لاسته راغلي، نور د ^{۲۱۰}Bi، ^{۲۱۱}Bi، ^{۲۱۲}Bi ، ^{۲۱۳}Bi او ^{۲۱۴}Bi ایزوټوپونه یې په طبیعت کې جوړیږي او د یورانیم-**۲۳۸**، یورانیم-**۲۳۵** او توریم-**۲۳۲** د هستو د راډیو اکتیفي تجزیې په ځنځیر کې ګډون لري.

د بیسموټ اتوم

د بیسموټ د اتوم هسته له **۸۳** پروتونونو او **۱۲٦** نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې **۸۳** الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم **٦** انرژیکي سویې لري، په بله وینا د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره **٦** ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې **۲**، په دویمه کې یې **۸**، په دریمه کې **۱۸**، په څلورمه کې یې **۳۲**، په پینځمه کې یې **۱۸**، او په شپږمه انرژیکي سویه کې یې **۵** الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) **۲۰۹** دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د بیسموټ اتومي کتله ۲۰۸,۹۸۰۴۰ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[Xe]\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^{2}\ 6p^{3}$ سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې ۱۷۰ پ. م دی.



انځور: د بیسموټ د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د بیسموټ کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۹,۷۹** ګرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. ګ په شمېر **۲۷۱,۴۴** ده. (د ک په شمېر **۵۴۴,۷** ده).

- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۱۵۲۴ ده. (د ک په شمېر ۱۸۳۷ ده).
- د ويلي کېدو تودوالی يې ۱۱,۳۰ کيلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی يې ۱۷۲,۰ کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې ۲۶,۰ جوله\(کيلوين.موله) دی.
- مولي حجم يې ۲۱,۳ س. م. م\موله دی.

بيسموټ سپينو زرو ته ورته رنګ لرونکی لږ ګلابي غونډې پړک لرونکی فلز دی. د بيسموټ ګڼ شمېر نورې بڼې (موديفيکېشنونه) شته چې د تودوخې په لوړو درجو کې جوړېږي. بيسموټ ۷ بلوري بڼې (**crystallographic modification**) لري. د ۲, ۵۷ ګيګاپاسکال (**GPa**) فشار پر مهال د تودوخې په ۲۵ س. ګ درجو کې د بيسموټ بلوري جالۍ پوليمورفي بدلون مومي او له رومبوهيډرال سېستم څخه په مونوکلينيک سېستم بدلېږي. په ۲,۷۲ ګيګاپاسکال، ۴,۳۱ ګيګاپاسکال او ۵ ګيګاپاسکال فشار کې هم د بيسموټ د بلوري جالۍ پولي مورفي بدلون پېښېږي. په ۷,۷۴ ګيګا پاسکال فشار کې بيسموټ د مکعبي جالۍ جوړښت لري. فضايي ګروپ يې **Im۳m** او د جالۍ پارامترونه يې ۰,۳۸۰۰ = a نانومتره دي. د ۲,۳ او ۵,۲ ګيګاپاسکال فشارونو ترمنځ او د تودوخې د ۵۰۰ او ۵۸۰ س. ګ درجو ترمنځ بيسموټ د بلوري جالۍ جوړښت څلورڅنډيز (تيتراګونال) سېستم لري، او د جالۍ پارامترونه يې ۰,۶۵۷ = a نانومتره او ۰,۵۶۸ = c نانومتره دي. په ۳۰ ګيګا پاسکال فشار کې يې هم پولي مورفي بدلون کشف شوی دی.

د تودوخې په ۱۷,۵ س. ګ درجو کې د بيسموټ برېښنايي مقاومت ۱,۲ ميکروم متره دی او د تودوخې له لوړېدو سره يې هممهال مقاومت هم لوړېږي. په زړه پورې خاصيت يې دا دی چې د ويلي کېدو پر مهال يې برېښنايي مقاومت کمېږي. د جامد بيسموټ (د تودوخې په ۲۶۹ س. ګ درجو کې) برېښنايي مقاومت ۲, ۶۷ ميکروم متره دی، خو په اوبلن حالت کې يې بيا برېښنايي مقاومت (د تودوخې په ۲۷۲ س. ګ درجو کې) يوازې ۱,۲۷ ميکروم متره

وي. د تودوالي د پراختيا ضريب يې د تودوخې په **۲۹۳** کيلوين (۲۰ س. گ) درجو کې $K^{-۱}$ ۱۳,٤۰۱۰$^{-٦}$ دی.

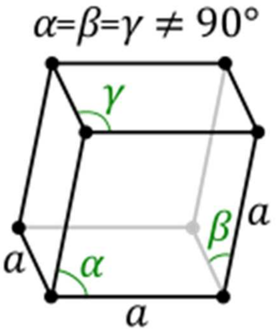
د نورو فلزونو په پرتلې سره بيسموټ لکه سيماب د تودوخې تېرولو ټيټه وړتيا لري چې د تودوخې په **۳۰۰** کيلوين درجو کې **۷,۸۷** واټ پر متر کيلوينه **(W / m · K)** دی.

بيسموټ مقناطيس نه جذبوونکی (ډيامقناطيسي) دی او مقناطيسي حساسيت يې د تودوخې په **۲۹۳** کيلوينه کې ۱,۳٤۰۱۰$^{-۹}$– دی چې په دې ډول دی تر ټولو د ډېر مقناطيس نه جذبېدونکی کوي.

دا فلز د کوټې د هوا د تودوخې په درجه کې يو نازک يانې ژر ماتېدونکی فلز دی او مات شوی يا پرې کړ شوی ځای يې ډېر ځيږ دانه يي جوړښت لري، خو د تودوخې په **۱۵۰-۲۵۰** س. گ درجو کې د کږولو راکږولو (لکه خميره يا موم) وړتيا خپلوي. د بيسموټ مونوبلورنه هم د کوټې د هوا د تودوخې په درجو کې د کږولو راکږولو وړتيا لري او هم پرې د ورو ورو فشار راوړلو سره کږيږي. په دې وخت کې کېدای شي چې يو ډول پاټکيز حالت يې احساس شي او ان کېدای شي چې سپک کرپهار يې واورېدل شي.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د بيسموټ د بلوري جالۍ جوړښت رومبوهيډرال سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې a=٤,٧٤٦ ؛ α=٥٧,٢٣ انگسترومه دی.
- د ډيبای د تودوخې درجه يې ۱۲۰,۰۰ کيلوينه ده.



انځور : د بيسموټ د بلوري جالۍ جوړښت رومبوهيډرال سېستم لري

کيميايي خواص يې

- د بيسموټ کووالينسي نيم قطر **۱۴۶** پ. م دی.
- د ايون نيمايي قطر يې (**۵e**+) **۷۴** (**e ۳**+) **۹۲** پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې **۲,۰۲** پاولينګه دی.
- الکترودي ځواک يې **۰,۲۳** $Bi \leftarrow Bi^{3+}$ ولتېه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجې يې **۵** او **۳** دي.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې **۷۰۲,۹** کيلوجوله\موله ده . په بل شمېر (**۷,۲۹**) الکترون ولتېه ده.

بيسموټ په مرکبونو کې د اکسايډ جوړولو **۳**- ، ۱+، ۲+، ۳+، ۴+، **۵**+ درجې ښيي. د کوټې د هوا د تودوخې په درجه او په وچه هوا کې اکسايډ نه جوړوي، خو په لنده هوا کې د اکسايډ په نري قشر پوښل کيږي. که چيرې بيسموټ ته د ويلي کېدو تر درجې تودوخه ورکړ شي نو اکسايډ جوړوي چې د تودوخې په **۵۰۰** س. ګ درجو کې تشديد (پياوړی) کيږي. د تودوخې ۱۰۰۰ س. ګ درجو ته په رسېدو سره اور اخلي او د بيسموټ **(III)** اکسايډ Bi_2O_3 جوړوي.

$4Bi + 3O_2 \rightarrow 2Bi_2O_4$

د ازون O_3 او بیسموټ **Bi** د تعامل کولو په پایله کې د بیسموټ **(V)** اکسایډ Bi_2O_5 جوړیږي.

فاسفورس **P** لږ لږ حلوي. په جامد او اوبلن بیسموټ کې هایډروجن H_2 نه حلیږي، او دا د دې شاهدي ورکوي چې هایډروجن د بیسموټ په وړاندې لږ فعال دی. د بیسموټ Bi_2H_2 او دا BiH_3 (بیسموټین) هایډریډونه پېژندل شوي دي. دا هایډریډونه د تودېدو پر مهال بې ثباته او زهرجن گازونه دي. بیسموټ له کاربون **C** ، نایټروجن N_2 او سیلیکون **Si** سره تعامل نه کوي.

بیسموټ **Bi** له سولفور **S** یا له سولفوري گاز سره د تعامل په پایله کې د بیسموټ **(II)** سولفیډ **BiS** او د بیسموټ **(III)** سولفیډ جوړوي:

$$Bi + S \xrightarrow{510^oC} BiS$$

$$2Bi + 3S \xrightarrow{300-400^oC} Bi_2S_3$$

بیسموټ د مالگې تېنگو تېزابو **HCl** او نري سولفوریک اسیډ H_2SO_4 په وړاندې مقاومت لري او ثابت دی، خو په نایټریک اسیډ HNO_3 او سلطاني تېزابو $HNO_3 + 3$ **HCl** کې حلیږي:

$$Bi + 4HNO_3 \rightarrow Bi(NO_3)_3 + NO\uparrow + 2H_2O$$

$$Bi + 3HCl + HNO_3 \rightarrow BiCl_3 + NO\uparrow + 2H_2O$$

بیسموټ له ډای نایټروجن تیتراکسایډ N_2O_4 سره تعامل کوي او د بیسموټ نایټراټ $Bi(NO_3)_3$ جوړوي. دا تعامل د ۷۰ او ۱۱۰ س. ګ درجو تودوخه کې ترسره کیږي چې معادله يې دا ده:

$$Bi + 3N_2O_4 \xrightarrow{70-110^oC} Bi(NO_3)_3 + 3NO\uparrow$$

په نري سولفوریک اسیډ H_2SO_4 کې د تودوخې ورکولو پر مهال حلیږي او $BiH(SO_4)_2$ جوړوي، خو له ټینګ سولفوریک اسیډ سره حلیږي او د بیسموټ سولفاټ $Bi_2(SO_4)_3$ جوړوي:

$$2Bi + 6H_2SO_4 \rightarrow Bi_2(SO_4)_3 + 3SO_2\uparrow + 6H_2O$$

له فلورینو F_2، کلورینو Cl_2، برومینو Br_2 او ایوډینو I_2 سره د بیسموټ د تعامل په پایله کې بېلابېل هالیډونه جوړیږي:

$$2Bi + 5F_2 \xrightarrow{600-700^oC} 2BiF_5$$

$$2Bi + 3Cl_2 \xrightarrow{200^oC} 2BiCl_3$$

دا فلز له نورو فلزونو سره کولای شي چې انټرمیټالیک ګډوله فلزونه (بیسموټیډونه) جوړ کړي.

کارونه يې

په فلز ویلي کولو کې: بیسموټ د پولادو، په تېره بیا زنګ نه وهونکیو پولادو په جوړولو او تولید کې لوی ارزښت لري. دا فلز له الومینیم سره په ګډوله فلز کې کاریږي، د فلز د کېږولو راکېږولو وړتیا ښه کوي او له هغه څخه د سامان جوړولو چارې اسانوي.

د کتالیست په توګه : د بیسموټ (III) اکسایډ Bi_2O_3 د پولیمیرونو په تولید کې د کتالیست په توګه خدمت کوي؛ له دې شمېر څخه د اکریلاټ پولیمیرونو (**acrylate polymers**) په لاس ته راوړلو کې کارېږي. د نفتو په وېش او تجزیه (کریکینګ) کې کله کله د بیسموټ اکسي کلوراید **BiOCl** کارېږي.

په ترموالکتریکي توکیو کې: بیسموټ په برېښنا نیم تېرونکیو توکیو کې، له هغه شمېر څخه په ترموالکتریکي الو کې کارېږي . له دې ډول توکیو څخه یو هم ټیلوراید (د بیسموټ ټیلوراید Bi_2Te_3) ترموالکتریکي حرکت کوونکي ځواک یې ۲۸۰ **мкВ/К** دی) او د بیسموټ سیلینید Bi_2Se_3 دی.

د اټومي وړانګو د حسګرو په توګه: د بیسموټ ایوډاید BiI_3 د اټومي وړانګو د حسګرو او نورو مالوموونکیو الو په تولید کې کارېږي. د بیسموټ جرمانات $Bi_4Ge_3O_{12}$ (لنډ نوم یې **BGO**) د (**scintillator**) توکي په توګه په پراخه پیمانه په اټومي فیزیک، د لوړو انرژیو فیزیک، د ایکس وړانګې کمپیوټري ټوموګرافۍ او ځمکپېژندنه (جیولوجۍ) کې کارېږي.

د بیسموټ د ټیټې درجې ګډوله فلزونه: له داسې فلزونو لکه کاډمیم **Cd** ، قلعې **Sn** ، سرپو **Pb** ، اینډیم **In** ، تالیم **Tl** ، سیمابو **Hg** ، جستو **Zn** او ګالیم **Ga** سره د بیسموټ ګډوله فلزونه د ویلي کېدو د تودوخې ډېره ټیټه درجه لري، د ځینو هغو یې د اوبو د ایشېدو د تودوخې تر درجې هم ټیټه ده، او تر ټولو د ډېرې ټیټې درجې ویلي کېدونکي ګډوله فلز د تودوخې په ۴۱ س. ګ درجو کې ویلي کیږي. د ویلي کېدو د ټیټې درجې دا ګډوله فلزونه یې د تودوخې تېروونکیو، د لېم سیمونو، د اور وژلو او سیګنالونو د ځینو پرزو، د ځینو ځانګړیو ګریسو، د فیوزونو په توګه کارېږي.

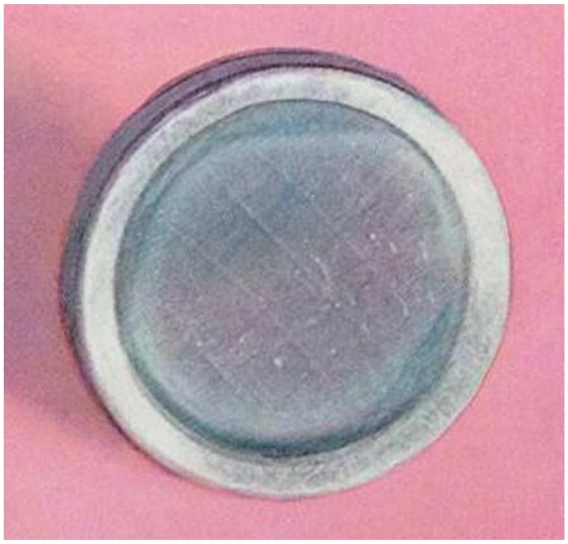
د پولونیم-۲۱۰ په تولید کې : بیسموټ په اټومي ټکنالوجۍ کې د پولونیم-۲۱۰، چې د راډیو ایزوټوپي صنعت یو مهم عنصر دی، په لاس ته راوړلو کې کارېږي.

په اټومي انرژۍ کې: د بیسموټ او سرپو د (eutectic) ګډوله فلز د اټومي بټیو د مایع فلزونو تودوخه تېروونکیو کې کارېږي. له هغه شمېر څخه دا ډول بټۍ د شوروي اتحاد تولید په **K-۱۲۷** اوبتل او د **۷۰۵** پروژې «لیرا» په اوو بېړیو کې کارېدې.

په طب کې: د بیسموټ له مرکبونو څخه یې د بیسموټ ترای اکسایډ **Bi_2O_3** مرکب تر ټولو ډېر کارېږي. له هغه شمېر څخه یې په صنعتي تولید کې د ډېرو دارو درملو په جوړولو کې کارېږي. لکه د هاضمې جهاز د ناروغیو لپاره او ځینې نور. په دې وروستیو کې د دې مرکب پر بنسټ د سرطاني ناروغیو د پړسوبونو د درملنې لپاره د دارو درمل جوړولو کار روان دی. سربېره پر دې په طب کې یې داسې مرکبونه کارېږي لکه د بیسموټ ګالاټ، بیسموټ ټرټراټ **$C_{12}H_{24}Bi_2O_{24}$** ، د بیسموټ کاربوناټ **$Bi_2(CO_3)_3$**، د بیسموټ سوبسالیسیلاټ **$C_7H_5BiO_4$**، د بیسموټ سوبسیټراټ او بیسموټ ترای برومفینولاټ **$Bi(OC_6H_2Br_3)_3$** .

۸۴. پولونیم

پولونیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د شپږمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې **۸۴** او سېمبول یې **Po** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Polonium**)، په انګلیسي کې (**Polonium**) او په روسي ژبه کې (**Поло́ний**) دی. پولونیم یو رادیواکتیفي عنصر، د کالکوجیني عنصرونو له ګروپ څخه دی. په عادي شرایطو کې سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی، نرم فلز دی. د ثبت د سي اې ایس (**CAS**) شمېره یې (**۷-۷۴۴۰-۰۸**) ده.



انځور: پولونیم سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی، نرم فلز دی

تاریخچه او د نامه ریښه یې

دا عنصر پرانسي فیزیکپوه، پر **۱۹۰۳** ز کال د فیزیک په څانګه کې د نوبل ډالۍ ګټونکي «پیر کیوري» (**۱۸۵۹-۱۹۰۶**) له خپلې مېرمن پولېنډۍ فیزیکپوه او کیمیاپوه، پر **۱۹۰۳** ز کال د فیزیک په څانګه کې د نوبل ډالۍ او پر **۱۹۱۱** ز کال د کیمیا په څانګه کې د نوبل ډالۍ ګټونکې «ماریيا سکلودوفسکایا کیوري» (**۱۸۶۷-۱۹۳۴**) سره په ګډه پر **۱۸۹۸** ز کال په یورانیمي مینرال یورانینیټ (له UO_2 څخه تر U_3O_8) کې کشف کړ. دا عنصر د «ماریيا سکلودوفسکایا» د ټاټوبي «**Polonia**» په ویاړ «پولونیم» ونومول شو.

پر **۱۹۰۲** ز کال الماني کیمیاپوه «ویلهلم مارکوالډ» یو نوی عنصر کشف کړ. ده دا عنصر د راډیوټیلور په نامه ونوماوه. کله چې «کیوري» د دغه عنصر د کشف په اړه دا خبر ولوست نو یې خبر ورکړ چې دا عنصر دې **۴** کاله مخکې کشف کړی دی. «مارکوالډ» له دې ارزونې سره هوکړه ونه کړه او ثرګنده یې کړه چې پولونیم او راډیوټیلور دوه بېلابېل عنصرونه دي

. مېږه او ماندينې تر يو لړ ازمايښتونو وروسته دا ثبوت کړه چې د پولونيم او راډيوټيلور د نيم عمر پېر يو ډول او يو برابر دی. تر دې وروسته «مارکوالډ» دې ته اړوت چې پر خپله تېروتنه اعتراف وکړي.

د دې عنصر لومړنی بېلګه، چې کچه يې ۰,۱ ميلي ګرامه وه، پر ۱۹۱۰ ز کال بېل کړای شوه.

په طبيعت کې د پولونيم شتون

د پولونيم راډيوايزوټوپونه د طبيعي راډيواکتيفي ځنځيرونو په ترکيب کې ګډون لري او هغه دا دي:

د پولونيم د ^{۲۱۰}Po راډيواکتيفي ايزوټوپ نيمايي عمر **۱۳۸,۳۷۶** شوا روزه دی. د ^{۲۱۸}Po راډيواکتيفي ايزوټوپ نيمايي عمر **۳,۱۰** دقيقې دی، او د ^{۲۱۴}Po راډيواکتيفي ايزوټوپ نيمايي عمر ۱,٦٤٣·۱۰$^{-٤}$ ثانيې دی او د يورانيمو په ^{۲۳۸}U په ځنځير کې ګډون لري.

د پولونيم د ^{۲۱٦}Po راډيواکتيفي ايزوټوپ نيمايي عمر **۰,۱۴۵** ثانيې دی. د ^{۲۱۲}Po راډيواکتيفي ايزوټوپ نيمايي عمر ۲,۹۹·۱۰$^{-۷}$ ثانيې دی او د توريم **Th** په ځنځير کې دی
.

د پولونيم د ^{۲۱۵}Po راډيواکتيفي ايزوټوپ نيمايي عمر ۱,۷۸۱·۱۰$^{-۳}$ ثانيې دی. د ^{۲۱۱}Po راډيواکتيفي ايزوټوپ نيمايي عمر ۰, **۵۱۲** ثانيې دی او د يورانيمو په ^{۲۳۵}U ځنځير کې دی
.

ځکه خوا پولونيم تل په يورانيمي او توريمي مينرالونو کې شتون لري. د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د پولونيم د شتون انډول د کتلې له پلوه نږدې ۲·۱۰$^{-۱٤}$ سلنه دی.

ایزوټوپونه یې

د ۲۰۰۲ ز کال تر پایه د پولونیم ۳۳ ایزوټوپونه پېژندل شوي چې ټول یې راډیواکتیفي دي او د اتومي کتلو شمېرې له ۱۸۸ څخه پیل او پر ۲۲۰ پای ته رسیږي. د ^{210}Po ایزوټوپ یې ۱۳۸, ۳۷۶ ورځې نیمایي عمر لري چې په طبیعت کې د پولونیم له ایزوټوپونو څخه اوږدترین نیمایي عمر دی. تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یې د ^{209}Po او ^{208}Po ایزوټوپونه دي چې د ۲۰۹ ایزوټوپ نیمایي عمر یې ۱۰۲ کاله، او د ۲۰۸ ایزوټوپ نیمایي عمر یې ۲,۹ کاله دی. د پولونیم-۲۰۲ ایزوټوپ نیمایي عمر یې ۸,۸ شوا روزه دی. سربېره پر دې، د دې عنصر د ایزوټوپونو ګڼ شمېر هسته یي ایزومیرونه هم پېژندل شوي دي.

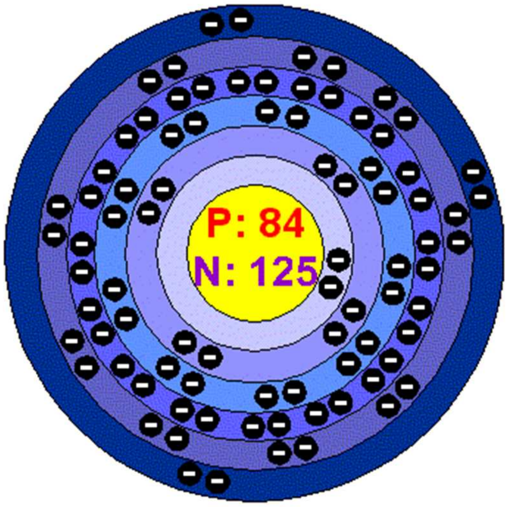
د پولونیم اتوم

د پولولنیم د اتوم هسته له ۸۴ پروتونونو او ۱۲۵ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۸۴ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۶ انرژیکي سویې لري، په بله وینا د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۶ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۲، په پېنځمه کې یې ۱۸، او په شپږمه انرژیکي سویه کې یې ۶ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۰۹ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د پولونیم اتومي کتله ۲۰۸,۹۸۲۴ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې $[Xe]\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^{2}\ 6p^{4}$ فورمول سره ښودل کیږي.

- د اتوم نیمایي قطر یې ۱۷۶ پ. م دی.



انځور: د پولونیم د اتوم جوړښت

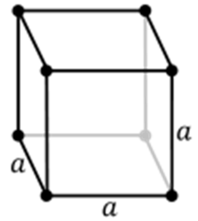
فیزیکي خواص یې

- د پولونیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۹,۱۹۶** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې **۲۵۴** س. گ ده. (یا **۵۲۷** ک ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې **۹۶۲** س. گ ده. (یا **۱۲۳۵**ک ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۱۰** کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې **۱۰۲,۹** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۶,۴** جوله\(کیلووین. موله) دی.
- مولي حجم یې **۲۲,۷** س. م. م\موله دی.

پولونیم یو نرم، سپینو زرو ته ورته راډیو اکتیفي فلز دی.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د پولونیم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي ساده سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې ۳,۳۵۰ انگسترومه دي.



انځور: د پولونیم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي ساده سېستم لري

کیمیایي خواص یې

- د پولونیم کووالینسي نیم قطر ۱۴۶ پ. م دی.
- د ایون نیمایي قطر یې (e ۲+) ۶۷ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۲,۳ پاولینگه دی.
- الکترودي ځواک یې $Po \leftarrow Po^{3+}$ ۰,۵۶ ، $Po \leftarrow Po^{2+}$ ۰,۶۵ ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۲-، ۲+، ۴+، ۶+ دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۸۱۳,۱ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۸,۴۳) الکترون ولټه ده.

فلزي پولونیم په هوا کې ژر اکسایډ کیږي. د ده پولونیم ډای اکسایډ $(PoO_2)_x$ او پولونیم مونواکسایډ PoO پېژندل شوي دي. له هالوجیني عنصرونو سره په تعامل کولو کې تیتراهالیډونه جوړوي. د تېزابونو تر اغېز لاندې په محلول بدلیږي او د پولونیم گلابي

رنگه کتیونونه Po^{2+} جوړوي . په دې لاندې معادله کې يې له مالگې تېزابو HCl سره تعامل ښودل شوی دی:

$$Po + 2HCl \rightarrow PoCl_2 + H_2 \uparrow$$

پولونیم د مالگې تېزابو HCl کې د حلېدو پر مهال او د مگنیزیم Mg په شتون کې پولونیم هایډرېډ PoH_2 جوړوي:

$$Po + Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2Po$$

چې د کوټې د هوا د تودوخې په درجه کې مایع حالت لري (د تودوخې له ۳۶٫۱- څخه تر ۳۵٫۳ س.گ درجې).

د پولونیم د (tracer amounts) په کچه ترای اکسایډ PoO_3 او د پولونیم اسیډ مالگې لاس ته راغلې چې په خپلواک حالت کې شتون نه لري او پولوناټ K_2PoO_4 نومیږي. پولونیم د دې ترکیب PoX_2 ، PoX_4 او PoX_6 هالیډونه جوړوي. دا فلز لکه د ټیلوریم په څېر کولای شي چې له یو شمېر فلزونو سره کیمیايي مرکبونه، یانې پولونیډونه جوړ کړي.

پولونیم یوزاینی کیمیايي عنصر دی چې په ټیټه تودوخه کې یو اتومه، ساده، مکعبي بلوري جالۍ جوړوي.

لاس ته راوړل يې

په پراکتیک کې د پولونیم د ^{210}Po ایزوټوپ د گرامونو په کچه مصنوعي سینتېز کیږي، په دې ډول چې په اټومي بټیو کې د تودوخیزو نیوترونونو پر مټ د بیسموټ عنصر د ^{209}Bi فلزي ایزوټوپ ته وړانگه ورکول کیږي. د بیسموټ لاس ته راغلی ^{210}Bi ایزوټوپ د β بېتا - تجزیې پر مټ د پولونیم په ^{210}Po ایزوټوپ باندې بدلیږي. د پروتونونو پر مټ د

بیسموټ هماغه ایزوټوپ ته د وړانګې ورکولو پر مهال د پولونیم تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{209}Po ایزوټوپ جوړیږي چې د تعامل معادله یې دا ده:

$$^{209}Bi + p \rightarrow {}^{209}Po + n$$

د اوبلن فلز تودوخې تېروونکیو اټومي بټیو (**Liquid metal cooled reactor**) کې د تودوخې تېرونکیو په توګه کېدای شي چې د سرپو-بیسموټ (**eutectic**) وکارول شي. د شوروي اتحاد د **K-۲۷** ډوله اټومي اوبتل کې هم همدا ډول بټۍ نصب شوې وه. بیسموټ د اټومي بټۍ په فعال ډګر (ساحه) کې کولای شي چې په پولونیم باندې بدل شي.

د پولونیم میکرو کچه (زښت ډېر لږ مقدار) د یورانیمو د کاني ډبرو تر چاڼلو وروسته له پاتې پوسې څخه لاس ته راځي. دا فلز د ایکسترېکشن (**Extraction**)، ایوني بدلون (تبادلې)، کروماتوګرافۍ، او تصعید عملیو پر مټ له نورو توکیو څخه بېلیږي او نږه کیږي.

فلزي پولونیم **Po** په سرپټي او سربند لوښي کې په ۵۰۰ س.ګ درجو تودوخه کې د پولونیم سولفيډ **PoS** یا پولونیم ډای اکسایډ $(PoO_2)_x$ د تودوخیزې (ترمیکي) تجزیې پر مټ لاس ته راځي.

کارونه یې

د پولونیم-۲۱۰ ایزوټوپ له بیریلیم **Be** او بورون **B** سره ګډوله فلزونه د ډېرو ډکو او کنبېکاږلیو نیوتروني سرچینو په جوړولو کې کاریږي، داسې سرچینې چې γ ګاما-وړانګې نه جوړوي (خو لنډ ژوند لري او له همدې کبله د ^{210}Po د نیم عمر پېر ۱۳۸,۳۷۶ شواروزه دی). د پولونیم-۲۱۰ الفا- ذرې د بیریلیم **Be** یا بورون **B** د هستو له پاسه نیوترونونه زېږوي، په (α, n)- تعاملونو کې. دا ډېر کلک تړل شوي، سربند (خوله بند) فلزي امپولونه دي چې له بیریلیم کاربیډ یا بورون کاربیډ څخه جوړ شوی سیرامیک

ټابلېټ پکې ځای پر ځای شوی او دا ټابلېټ په پولونیم-۲۱۰ ایزوټوپ باندې پوښل شوی دی. دا ډول نیوتروني سرچینې سپکې او پورتاتیفي (سړی یې له ځان سره په اسانۍ وړلای شي) دي، کار یې بشپړ بې خطره دی او ډېرې ډاډمنې دي. د بېلګې په توګه په شوروي اتحاد کې جوړه شوې (BHИ-۲) نیوتروني سرچینه له هژدات (Brass) ګړوله فلزه جوړ شوی امپول دی چې قطر یې دوه سانتي متره او لوړوالی یې څلور سانتي متره دی، کولای شي چې په هره ثانیه کې ۹۰ میلیونه نیوترونونه د وړانګو په بڼه وزېږوي.

پخوا پولونیم د ګازونو د ایوني کولو (ایونیزېشن)، له هغه شمېر څخه د هوا ایوني کولو لپاره ډېر کارېده (اوس هم کله کله کارېږي). په لومړي ګام کې د اوبو ایوني کول له ساکنې برېښنا سره د مبارزې لپاره اړین دی (په تولید کې له ډېرو حساسو سامان الاتو سره د سر و کار لرلو پر مهال).

له سرپو او ایتریم Y سره په ګړوله فلزونو یا هم په خپلواک (نړه) ډول د پولونیم د کارېدنې مهمه څانګه د ځینو دستګاوو لپاره د تودوخې د سرچینو په تولید کې کارېدل دي. د ساري په توګه د کیهاني د ستګاوو لپاره. د پولونیم-۲۱۰ یو سانتي متر مکعب نږدې ۱۳۲۰ واټه تودوخه ورکوي. دا یو ډېر ستر طاقت دی، دا طاقت پولونیم ته په اسانۍ ویلې شوی حالت ورکوي، ځکه خو دی د ساري په توګه له سرپو سره یو ځای ویلې کوي. که څه هم دا ګړوله فلزونه د انرژۍ ډېر لږ کثافت لري (په یو س. م. م کې ۱۵۰ واټه)، خو بیا هم دوی د کارېدنې لپاره ډېر وړ دي او بې خطره دي، ځکه چې پولونیم-۲۱۰ یوازې الفا- ذرې خوشې کوي او له ډېر کثافت لرونکي توکي څخه د دغو ذرو د تېرېدو او د منډې د اوږدوالي ځواک ډېر لږ دی. د ساري په توګه په شوروي اتحاد کې د «لوناخود» (Лунохóд) په نامه کیهاني پروګرام هغه دستګاه چې سپوږمۍ ته د استول کېدو او د سپوږمۍ پر مخ د ګرزېدو لپاره جوړه شوې وه، د داخلي سامان د سالون د تودولو لپاره پولونیمي تودنۍ (بخارۍ) کارېده.

پولونیم-۲۱۰ کولای شي چې د لیتیم Li له (Li۷) سپک ایزوټوپ سره په ګډوله فلز کې خدمت وکړي، هغه فلز چې کولای شي د اټومي چارج بحراني کتله ډېره کمه کړي او لکه د اټومي (detonator) په توګه خدمت وکړي. سربېره پر دې پولونیم د وړانګیزې وسلې (radiological weapon) د «ناولي بم» د جوړولو لپاره وړ دی او د پټې لېږدونې لپاره مناسب دی، ځکه چې ګاما-وړانګې نه خوشې کوي. له دې لامله پولونیم یو ستراتېجیکي فلز دی، باید چې په ډېر کوټلي ډول په پام کې ولرل شي، او د اټومي ترهګرۍ د ګواښ لامله باید د دولت تر څارنې لاندې وساتل شي.

په پولونیم-۲۱۰ ایزوټوپ باندې د مسمومتیا پېښې

- د پخواني شوروي اتحاد د کې جي بي او وروسته بیا د روسیې د امنیت فدرالي خدماتو کارمند ډګرمن «الېکساندر والتېرووېچ لیتوینېنکو» پر ۲۰۰۶ ز کال په لندن کې مړ شو. د ده مړینه د اټکل له مخې په پولونیم-۲۱۰ باندې د مسمومېدو په پایله کې پېښه شوه.
- د فلسطین د خپلواکۍ بنسټیز غورځنګ مشر یاسر عرفات پر ۲۰۰۴ ز کال مړ شو. د ده په ځاني شیانو او کالیو کې پولونیم وموندل شو. د نړیوال کمیسیون سویسي لوري په پولونیم باندې د یاسر عرفات د مسمومېدو پېښه تصدیق کړه. خو وروسته د روسي او پرانسي لوریو له دې پایلو، چې د مسمومېدو ثبوت یې نشته، سره یې هوکړه وکړه.

۸۵. استاټين

استاټين د کيميايي عنصرونو د دوره يي جدول د شپږمې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې **۸۵** او سېمبول يې **At** دی . استاټين يو راديواکتيفي (بې پايښته) کيميايي عنصر دی . د دې عنصر نوم په لاتيني ژبه کې (**Astatium**)، په انګليسي کې (**Astatine**) او په روسي ژبه کې (**Астáт**) دی. دا يو ساده توکی دی، په عادي شرايطو کې داسې بلورونه دي چې ناپايدار او تېنګ شين رنګ لري . د استاټين ماليکول دوه اتومه دی او کيميايي فورمول يې **At_2** دی . په دې وروستيو کې کوانتومي ميخانيکي محاسبې دا وړاندوينه کوي چې استاټين په تېنګ (کېکښل، ميعان) شوي حالت کې د ډياستاټ (**diastat**) له ماليکولونو جوړ نه وي، بلکې فلزي بلور (کريستال) جوړوي، البته د نورو ټولو سپکو هالوجينونو څخه په توپير کې چې په عادي فشار کې يې ماليکولي بلورونه له ډيمير **Hal_2** ماليکولونو څخه جوړ دي.

له دې کبله چې استاټين ډېر پياوړی راډيواکتيفي دی، په لابراتواري شرايطو کې نه شي کېدای چې دومره مايکروسکوپي کچه يې لاس ته راشي چې د خواصو د ژورې څېړنې لپاره يې بسنه وکړي. د دې عنصر د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره (۸-۶۸-۷۴۴۰) ده.

تاريخچه يې

استاټين روسي کيمياپوه «منديليف» د «ايکا-يود» په توګه وړاندويلی وو . امريکايي فيزيکپوه «فريډ اليسون» (۱۸۸۲-۱۹۷۴) پر ۱۹۳۱ ز کال د الابام پوليتخنيک انستيتوت له کارکوونکيو سره په طبيعت کې د نوي عنصر د کشف په اړه خبر خپور کړ او د هغه لپاره يې د «الابامين» (**Ab**) نوم وړانديز کړ، خو د دې پايلې پخلی ونه شو . پر ۱۹۴۰ ز کال د امريکا متحدو ايالتونو په بيرکلي کې د کاليفورنيا پوهنتون پوهانو فيزيکپوه «ډېل رايمونډ کورسون» (۱۹۱۴-۲۰۱۲)، فيزيکپوه «کينټ روس مکينزي» (۱۹۱۲-۲۰۰۲) او پر

۱۹۵۹ ز کال د فیزیک په څانګه کې د نوبل ډالۍ ګټونکي پروفیسر فیزیکپوه «ایمیلیو جینو سیګري» (۱۹۰۵-۱۹۸۹) لومړی ځل استاټین په مصنوعي ډول لاسته راوړ. دوی د استاټین د ^{211}At ایزوټوپ د سینتېز لپاره بیسموټ Bi ته د الفا-ذرو پر مټ وړانګې ورکړې. پر ۱۹۴۳-۱۹۴۶ ز کلونو د استاټین ایزوټوپونه د طبیعي راډیواکتیفي ځنځیرونو په ترکیب کې وموندل شول.

د روسي ژبې په نومونپوهنه (ترمینالوجۍ) کې دا عنصر تر ۱۹۲۲ ز کاله د «استاتین» په نامه يادېده.

د دې عنصر لپاره د سویس د لرغوني نامه هیلویتیا«Helvetia » په ویاړ د «هیلویتین» او د «لیپټین» (له یوناني ژبې څخه اخیستل شوی چې د «کمزوري، او ړچند» په مانا دی) نومونه هم وړاندیز شوی ول.

په طبیعت کې د استاټین شتون

استاټین د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د ټولو کمپېښنه عنصرونو له شمېر څخه تر ټولو ډېر کمپېښنه دی. د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د ده ټولیزه کچه هر مهال تر یو ګرامه زیاته نه وي. د ځمکې د پاسني کلک قشر په پاسنۍ برخه کې یانې ۱,۲ کیلومتره پرېړوالي کې یوازې ۷۰ میلي ګرامه استاټین شتون لري. په طبیعت کې د استاټین دایمي شتون له دې لامله دی چې د ده د لنډ عمر لرونکي د ^{215}At، ^{218}At او ^{219}At ایزوټوپونه د یورانیم ^{235}U او یورانیم ^{238}U په راډیواکتیفي ځنځیرونو کې ګډون لري.

ایزوټوپونه یې

د استاټین کیمیایي عنصر ۳۷ ایزوټوپونه پېژندل شوي او دا ټول ایزوټوپونه یې رادیواکتیفي (بې پایښته) دي، چې د کتلو شمېرې یې له ۱۹۱ څخه پیل او پر ۲۲۹ پای ته

رسیږي. دا عنصر پاینښت لرونکي ایزوټوپونه نه لري. استاټین همدا راز ۲۳ هسته یي ایزومیرونه هم لري. له ایزوټوپونو څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{۲۱۰}At ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۸,۱ ساعته دی. په طبیعت کې یې له شتو ایزوټوپونو څخه تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{۲۱۹}At ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۵۲** ثانیې دی.

استاټین په طبیعت کې یوازې ۳ ایزوټوپونه لري چې هغه ^{۲۱۵}At ، ^{۲۱۸}At او ^{۲۱۹}At ایزوټوپونه دي. له دې ایزوټوپونو څخه یې د ^{۲۱۵}At او ^{۲۱۹}At ایزوټوپونه د یورانیم-**۲۳۵** او د ^{۲۱۸}At ایزوټوپ یې د یورانیم-۲۳۸ په رادیواکتیفي ځنځیرونو کې ګډون لري. د دې ایزوټوپونو د عمر موده ډېره لنډه ده.

لاس ته راوړل یې

استاټین یوازې په مصنوعي ډول لاس ته راځي. په ټوله کې د لوړې انرژۍ لرونکیو **α** الفا-ذرو پر مټ فلزي بیسموټ او توریم **Th** ته په وړانګو ورکولو سره استاټین لاس ته راځي. تر دې وروسته استاټین د ختېبلولو پر مټ جلا کېږي د (**Extraction**)، کروماتوګرافۍ یا تقطیر عملیې پر مټ جلا او نره کېږي.

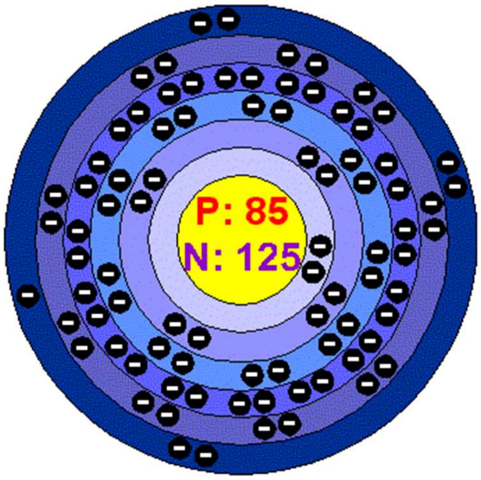
د استاټین اتوم

د استاټین د اتوم هسته له **۸۵** پروتونونو او **۱۲۵** نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې **۸۵** الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۶ ده، په بله وینا د استاټین اتوم ۶ انرژیکي سویې لري. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې۸، په دریمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۲، په پېنځمه کې یې ۱۸، او په شپږمه انرژیکي سویه کې یې ۷ الکترونونه سره

وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۱۰ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د استاټين اتومي کتله ۲۰۹,۹۸۷۱ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Xe]\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^{2}\ 6p^{5}$ سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۴۵ پ. م دی.



انځور: د استاټين د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

- د استاټين کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې په اټکلي ډول ۶,۴ گرامه دی.

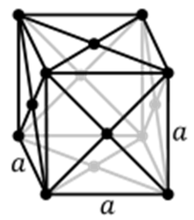
- د تودوخې په ۲۳۰ س. گ درجو کې ویلي کیږي. (د ک په شمېر په**۵۰۳** درجو کې ویلي کیږي).
- د تودوخې په **۳۰۲** س. گ درجو کې ایشي. (د ک په شمېر په **۵۷۵** درجو تودوخه کې ایشي).

له دې لامله چې استاټین د ځېرنې لپاره ډېر لږ لاس ته راځي، نو له دې کبله د ده فیزیکي خواص ښه او بشپړ نه دي ځېړل شوي. کومه ځېړنه چې شوې هم ده هغه ده ته د ورته نورو عنصرونو، چې په ډېرې کچې لاس ته راتلای شي، له مخې شوې ده.

استاټین جامد توکی دی، ټینګ شین رنګ لري، د ظاهري بڼې له پلوه ایوډینو I_2 ته ورته دی. دی نافلزونو (هالوجینونو) ته ورته، او فلزونو (پولونیم، سرپو او نورو) ته ورته خاصیت لري. دی هم لکه د ایوډینو په ځېر په عضوي حلېدونکیو کې ښه حلیږي او د هغوی پر مټ په اسانۍ راایستل کیږي او جلا کیږي. د هوا کېدو (الوتلو) له پلوه تر ایوډینو لږ کم دی، خو د همده په ځېر کولای شي چې په اسانۍ تصعید شي.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د استاټین د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري اتومي سېستم لري.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې **۱۹۵** کیلوینه ده.



انځور: د استاټین د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري اتومي سېستم لري

کیمیایي خواص یې

- د استاټین کووالینسي نیم قطر ۱۴۵ پ. م دی.
- د ایون نیمایي قطر یې (e^{+}۷) ۶۲ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۲,۵ پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک یې ۰,۲ $At_2 \rightarrow 2At^-$ ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۷، ۵، ۳، ۱،۱- دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۹۱۲,۳ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۹,۵۰) الکترون ولټه ده.

استاټین د کیمیایي خواصو له پلوه ایوډینو ته ورته دی (د هالوجیني عنصرونو خواص ښیي)، او پولونیم ته هم ورته دی (د فلز خواص ښیي).

استاټین د اوبو په محلول کې د سولفور ډای اکسایډ SO_2 پر مټ بشپړېږي ؛ دی لکه د فلزونو په څېر ان د هایډروجن سولفیډ H_2S له ډېرو پیاوړیو تېزابي محلولونو څخه هم تل ته ښکته کېږي او ختېږل کېږي. د جستو پر مټ له سولفوري تېزابي محلولونو څخه ایستل کېږی او شړل کېږي (د فلز خواص).

استاټین لکه د ټولو هالوجینونو په څېر نه حلېدونکې مالګه جوړوي AgAt (د سپینو زرو استاټیډ). دی کولای شي چې د استاټین At(V) تر بازه (بنسټ) پورې اکسایډ جوړ کړي، لکه د ایوډینو په څېر (د ساري په توګه دا $AgAtO_3$ مالګه د خواصو له پلوه له دې مالګې $AgIO_3$ سره یو ډول ده).

دا عنصر له برومینو Br_2 او ایوډیو I_2 سره تعامل کوي او د هالوجیني عنصرونو خپلمنځي مرکبونه، یانې د استاټین ایوډایډ AtI او د استاټین برومایډ AtBr جوړوي چې د تعاملونو معادلې یې دا دي:

$$At_2 + Br_2 \rightarrow 2AtBr$$

$$At_2 + I_2 \rightarrow 2AtI$$

دا دواړه مرکبونه په کاربون تیترا کلورایډ CCl_4 کې حلیږي.

استاتین په نریو مالګې تېزابو HCl او نایتریک اسیډ HNO_3 کې حلیږي:

$$At_2 + 10HNO_3 \rightarrow 2HAtO_3 + 10NO_2 + 4H_2O$$

د تعامل پر مهال د استاتین د اوبو پر محلول باندې د هایډروجن د اغېز په پایله کې H_2 ګاز وزمه هایډروجن استاتید HAt جوړیږي. خو د استاتین او هایډروجن د یو ډول الکتروني منفیت لامله هایډروجن استاتید ډېر بې ثباته دی، او د اوبو په محلولونو کې یې نه یوازې پروتونونه بلکې ایونونه At^+ هم شتون لري، چې د هایډروجن هالیډونو مالګې یې بیا نه لري.

دا عنصر له فلزونو سره داسې مرکبونه جوړوي چې، لکه د نورو ټولو هالوجینونو (د سوډیم استاتیډ NaAt) په څېر، د اکسایډ جوړولو ۱- درجه پکې ښیي. دا عنصر د نورو ټولو هالوجینونو په څېر کولای شي چې د میتان CH_4 په مالیکول کې د تیترا استاټ میتان CAt_4 تر لاس ته راوړلو پورې د هایډروجن H_2 ځای ونیسي. د دې په پایله کې لومړی استاټ میتان CH_3At او ورپسې ډیاستاټ میتان CH_2At_2 او استاټوفورم $CHAt_3$ جوړیږي.

استاتین د اکسایډ جوړولو په مثبتو درجو کې اکسیجن لرونکې بڼه جوړوي چې په فرضي ډول داسې At^{3+} (استاټ - ټاو - جمع) په نښه کیږي. د استاتین شتون د ده د الفا - وړانګې له مخې ټاکل کیږي.

۸۶. راډون

راډون د کيميايي عنصرونو د دوره يي جدول د شپږمې دورې وروستی عنصر دی چې اټومي شمېره ۸۲ او سېمبول يې **Rn** دی. د دې عنصر نوم په لاتيني ژبه کې (**Radon**)، په انګريزي کې (**Radon**) او په روسي ژبه کې (**Рaдóн**) دی. راډون يو ساده توکی، نجيبه، کمپېښه، کيميايي غيرفعال، په عادي شرايطو کې يو بې رنګه ګاز دی . دا يو راډيواکټيفي ګاز دی، د روغتيا او ژوند لپاره خطرناک دی. د کوټې د هوا د تودوخې په درجه کې يو له ډېرو درنو ګازونو څخه دی. د ټر ټولو ډېر پايښت لرونکي ايزوټوپ **Rn**^۲۲۲^ نيمايي عمر يې ۳,۸ شوا روزه دی. د دې عنصر د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره (۲-۹۲-۱۰۰۴۳) ده.

تاريخچه او د نامه ريښه يې

انګليسي پوهاند «ارنسټ رادرفورډ» (۱۸۷۱-۱۹۳۷) پر ۱۸۹۹ ز کال څرګنده کړه چې د توريم **Th** داروګان له **α** الفا-ذرو پرته يو بل نامالوم توکی هم خوشې کوي، له دې لامله د دې دارو شاوخوا هوا ورو ورو راډيواکټيفي کېږي. ده وړانديز وکړ چې دا توکی دې د توريم **Th** د «ايماناسيا» په نامه ونومول شي، چې د لاتيني ژبې له (**emanatio**) څخه اخيستل شوی او د «بهير» مانا لري، او سېمبول دې يې هم **Em** ورته غوره شي. وروروسته کتنو وښوده چې د توريم داروګان هم يو ډول «ايماناسيا» خوشې کوي چې راډيواکټيفي خواص لري، سلوک يې لکه د نجيبه او بې فعاليته ګاز په څېر دی.

په لومړی سر کې يې د توريم ايماناسيا د (**Thoron**) په نامه ونوماوه، او د راډيم **Ra** ايماناسيا يې د راډون په نامه. دا زباد شوه چې ټولې ايماناسيانې په اصل کې د نوي عنصر يانې نجيبه بې فعاليته ګاز راډيواکټيفي ايزوټوپونه دي چې د ۸۲ اټومي شمېره يې ځواب وايي. لومړی ځل سکاټلېنډي کيمياپوه «ويليام رمزي» او «ګرېي» پر ۱۹۰۸ ز کال په نړه

ډول ښېل کړ، هم دوی وړاندايز وکړ چې دا ګاز دې د «نيټرون» (د لاتيني ژبې له **nitens** څخه اخيستل شوی چې د «رڼاکونکي» په مانا دی) په نامه ونومول شي. پر **۱۹۲۳** ز کال پر دې ګاز د «راډون» نوم کېښودل شو او د **Em** سېمبول يې هم په **Rn** بدل کړای شو.

د راډون، لکه د يو کيميايي عنصر په توګه، د کشف خدمت زياتره مهال په الماني فيزيکپوه «فريدريک ارنست دورن» (۱۸۴۸-۱۹۱۲) پورې هم تړل کيږي. د راډون د کشف د لومړيتوب مسلې د «جېمز» او «ويرجيني مارشال» په اثر کې کتل شوې او داسې ښودل شوې چې د راډون لومړنی کشفوونکی اړينه ده چې «ارنسټ رادرفورډ» وګڼل شي.

پر ۱۹۰۰ ز کال «دورن» د راډون د ^{۲۲۲}**Rn** ايزوټوپ کشف کړ چې نيمايي عمر يې **۳,۸۲۳** ورځې دی، او په دې اړه يې داسې يوه ليکنه چاپ کړه چې د «رادرفورډ» پر هغه اثر يې بنسټ درلود چې ډېر مخکې چاپ شوی وو. «رادرفورډ» لومړی له «اوينس» سره او بيا يې يوازې پر **۱۸۹۹** ز کال د راډون پر بل ^{۲۲۰}**Rn** ايزوټوپ کار وکړ چې نيمايي عمر يې نږدې **۵۴,۵** ثانيې دی. «رادرفورډ» د الماني کيمياپوه له کاره نه وو خبر، ځکه هغه خپله ليکنه په يوه داسې الماني مجله کې چاپ کړه چې چاپشمېر يې هم لږ وو. «رادرفورډ» الماني کيمياپوه نه پېژاند. «دورن» کورټ له راډيواکتيفيت سره لېوالتيا نه درلوده. يوازې پر **۱۹۰۲** ز کال «رادرفورډ» او «سوډي» په ازمايښت سره دا ثبوت کړه چې ايماناسيا په اصل کې د راډون ايزوټوپ دی. دوی وکړای شول چې په «مکګيل» پوهنتون کې د نوې فيزيکي دستګا پر مټ ايماناسيا سړه کړي او په مايع يې بدله کړي.

په طبيعت کې د راډون شتون

راډون د يورانيمو د ^{۲۳۸}**U** ، ^{۲۳۵}**U** او توريم د ^{۲۳۲}**Th** د راډيواکتيفي ايزوټوپونو په راډيواکتيفي ځنځيرونو کې ګډون لري. د راډون هسته په پرله پسې ډول په طبيعت کې د راډيواکتيفي تجزيې پر مهال رامنځته کيږي او جوړيږي. د ځمکې په پاسني کلک قشر

کې يې د کچې انډول د کتلې له پلوه ۱۰-۷۰^۱۶ سلنه دی. لکه څنګه چې راډون کیمیایي فعالیت نه لري، نو له دې کبله کولای شي چې په پرتلیزه توګه په اسانۍ د خپل «مورني» مینرال له بلوري جالۍ څخه ووزي، تر ځمکې لاندې له اوبو، طبیعي ګازونو او هوا سره ګډ شي. لکه څنګه چې د راډون له څلورو طبیعي ایزوټوپونو څخه یې د ^{222}Rn ایزوټوپ تر نورو ټولو ډېر اوږد عمر لري، نو د همدغه ایزوټوپ کچه په دغو چاپیریالونو کې تر ټولو ډېره ده. په هوا کې د راډون ډېروالی تر هر څه ړومبی په جیولوجیکي وضعې پورې اړه لري (د ساري په توګه ګرانیټونه چې ډېر یورانیم پکې دي، د راډون فعالې سرچینې دي، هممهال یې د سمندرونو او سمندرګیو له پاسه بیا کچه لږ ده)، همدا راز په هوا پورې اړه لري (د باران په وخت کې میکروچاکونه (ډېر کوچني چاکونه) چې راډون ترې له ځمکې څخه راوزي، له اوبو ډکیږي؛ اوربدلې او پړ ځمکه پرته واوره هم له ځمکې څخه هوا ته د راډون د راوتلو مخنیوی کوي). د زلزلې تر پېښېدو مخکې په هوا کې د راډون ګاز زیاتوالی لیدل شوی، احتمال لري له دې کبله چې د مایکروسیسمیک فعالیت (**microseismic activity**) د زیاتوالي لامله په خاوره کې د هوا کارنده تبادله رامنځته کیږي.

لاس ته راوړل یې

د راډیم د هرې مالګې د اوبو د محلول له لارې د راډون د لاس ته راوړلو لپاره هغه هوا پلورل کیږي چې په خپل ځان کې د راډیواکتیفي تجزیې پر مهال د راډون جوړ شوی راډیم لري. تر دې وروسته هوا په کره ډول چاڼل کیږي د دې لپاره چې د محلول هغه میکروڅاڅکي ترې جلا کړي، چې د راډیم مالګه لري چې کېدای شي د هوا د بهیر پر مټ ونیول شي. اوس نو پخپله د راډون د لاس ته راوړلو لپاره د ګازونو له مخلوط څخه کیمیایي فعال توکي لري کیږي، لکه اکسیجن O_2، هایډروجن H_2، د اوبو بړاسونه او داسې نور. پاتې شوی توکی د اوبلن نایټروجن N_2 پر مټ میعان کیږي (په مایع باندې د

گاز بدلېدل)؛ تر دې وروسته له میعان شوي توکي (**Конденсáт**) څخه نایټروجن او نجیبه بې فعالیته ګازونه لکه ارګون، نیون او داسې نور جلا کوي.

ایزوټوپونه یې

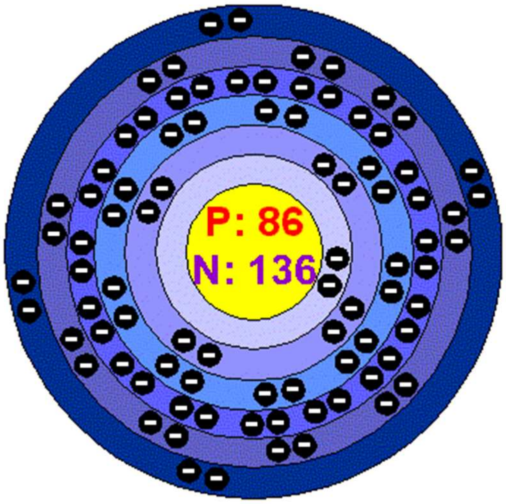
په اوسني وخت کې د راډون کیمیایي عنصر ۳۲ ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۱۹۳ څخه پیل او پر ۲۲۸پای ته رسیږي. دا ټول ایزوټوپونه یې رادیواکتیفي دي او پایښت لرونکي ایزوټوپونه نه لري. د دې عنصر ۴ ایزوټوپونه په طبیعت کې موندل کیږي چې په طبیعي رادیواکتیفي ځنځیرونو کې ګډون لري. دا ایزوټوپونه یې ^{218}Rn ، ^{219}Rn ، ^{220}Rn ، ^{222}Rn ایزوټوپونه دي. د دې عنصر له ایزوټوپونو څخه تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{222}Rn ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۳,۸۲۳ ورځې دی. دا ایزوټوپ یې د راډیم د ^{226}Ra ایزوټوپ د تجزیې په پایله کې جوړیږي. د ۳ نورو راډون-۲۱۱ ، راډون-۲۱۰، او راډون-۲۲۴ ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر یوه ساعته اوږد دی.

د راډون اتوم

د راډون د اټوم هسته له ۸۲ پروتونونو او ۱۳۲ نیوترونونو جوړه ده. د اټوم د هستې په شاوخوا کې یې ۸۲ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۶ انرژیکي سویې لري، په بله وینا د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۶ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۲، په پېنځمه کې یې ۱۸، او په شپږمه انرژیکي سویه کې یې ۸ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۲۲ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د راډون اتومي کتله ۲۲۲,۰۱۷۶ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې [Xe] ٤f١٤ ٥d١٠ ٦s٢ ٦p٦ فورمول سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۲۱۴ پ. م دی.



انځور: د راډون د اتوم جوړښت

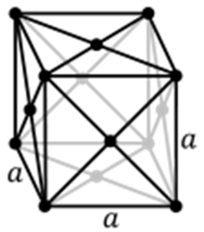
فيزيکي خواص يې

- د راډون کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې، د تودوخې په صفر س. گ درجه او د گاز په حالت کې ۹,۸۱ گرامه دی. په منفي ۶۲- س. گ درجو ساړو کې په اوبلن حالت کې ۴,۴ گرامه دی.
- د ويلي کېدو تودوخه يې د س. گ په شمېر ۷۱,۱۵- درجې ده. (د ک په شمېر ۲۰۲ ده).

- د اېشېدو تودوخه يې د س. ګ په شمېر **۲۱,۷۵**- درجې ده. (د ک په شمېر **۲۱۱,۴** ده).
- د ويلي کېدو تودوالی يې **۲,۷** کيلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی يې **۱۸,۱** کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې **۲۰,۷۹** جوله\(کيلوين. موله) دی.

راډون راډيواکتيفي، يو اټومه، بې رنګه او بويه ګاز دی. په اوبو کې يې د حلېدو وړتيا په يو ليټر کې **۴۶۰** ميلي ليټره ده. په عضوي حلوونکيو، د انسان په غوړينو او شحمي ووبونو (نسجونو) کې يې حلېدنه تر اوبو په لسګونه ګرايه زياته ده. د راډون ګاز تر پوليميري فېلمونو ښه تېرېدای شي. فعال کاربون او سيليکاګيل (**Silica gel**) يې په اسانۍ جذبولای شي.

د راډون خپل راډيواکتيفيت پخپله د ده د رڼا کولو وړتيا (**Fluorescence**) راپيدا کوي. ګازي او اوبلن راډون د ابي رنګ رڼا کوي، د جامد راډون تر نايټروجني سوړوالي پورې سړولو پر مهال د رڼا رنګ لومړی زېړ وي بيا سور-نارنجي کيږي. د راډون د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري.



انځور: د راډون د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري

کيميايي خواص يې

- د راډون کووالينسي نيم قطر ۱۴۰-۱۵۰ پ. م دی.
- د اکسايډ جوړولو درجې يې ۲+، ۴+، ۲+، ۸+ دي.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې ۱۰۳۲,۵ کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمېر (۱۰,۷۴) الکترون ولټه ده.

له کيمياوي پلوه راډون Rn له نجيبه ګازونو څخه تر ټولو ډېر کارنده دی، ځکه چې د ده ظرفيتي الکترونونه له هستې څخه په لري ترين واټن کې دي. راډون کلاتراټونه جوړوي، چې که څه هم دايمي ترکيب لري، خو په دوی کې د راډون د اټومونو په ګډون سره کيميايي اړيکي نشته. دا عنصر له فلورينو F_2 سره د تودوخې په لوړو درجو کې د دې ترکيب RnF_n مرکبونه جوړوي چې په دغو مرکبونوکې n = ۲, ٦, ٤ دی. راډون ډای فلورايډ RnF_2 يو سپين، نه الوتونکی بلوري توکی دی. د راډون فلورايډونه کېدای شي چې د فلورايډي کېدونکيو، عمل کوونکيو او اغېز کوونکيو توکيو تر اغېز لاندې لاس ته راشي. د ساري په توګه د هالوجيني عنصرونو فلورايډونه. د تيترافلورايډ RnF_4 او هيګزافلورايډ RnF_6 د هايډروليز پر مهال د راډون اکسايډ RnO_3 جوړېږي. همدا راز يې له RnF^+ کتيون سره مرکبونه هم لاس ته راغلي دي.

کارونه يې

راډون په طب کې د راډوني حمامونو په چمتو کولو کې کارېږي. په کرنه کې د کورني څارويو لپاره د خوراک (شومې) د کارنده کولو او ښه کولو، په فلز ويلي کولو کې په (blast furnace) بټيو کې د ګازي بهيرونو د چټکتيا مالومولو د مالوموونکې الې په توګه کارېږي. په جيولوجۍ کې، په هوا او اوبو کې د راډون د شتون اندازه کول د يورانيمو او توريم د کانونو د لټون لپاره کيږي. په اوبپوهنه (هايډرولوجۍ) کې د تر

ځمکې لاندې اوبو او سيندونو اوبو د ګډ فعاليت د څېړنې لپاره کارېږي. په تر ځمکې لاندې اوبو کې د راډون د تمرکزيت د ودې او حرکت حالت (ډيناميک) کېداى شي چې د زلزلو د اټکل کولو او وړاندويلو لپاره وکارېږي.

۸۷. فرانسيم

فرانسيم د کيميايي عنصرونو د دوره يي جدول د اوومې دورې لومړی عنصر دی چې اتومي شمېره يې ۸۷ او سېمبول يې **Fr** دی. د دې عنصر نوم په لاتيني ژبه کې (**Francium**)، په انګليسي کې (**Francium**) او په روسي ژبه کې (**Фра́нций**) دی. دا يو ساده توکی دی، راډيواکتيفي الکلي (القلي) فلز دی، او ډېر کيميايي فعاليت لري. د دې عنصر د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره (**۵-۷۳-۷۴۴۰**) ده.

تاريخچه يې

دا عنصر د ده د راډيواکتيف والي له مخې پر **۱۹۳۹** ز کال په پاريس کې د راډيم انستيتيوت کارکوونکې پرانسې کيمياپوه «مارګريټ کاترين پېرې» (**۱۹۰۹- ۱۹۷۵**) کشف کړ. دې پر **۱۹۲۴** ز کال پر دغه عنصر د خپل هېواد فرانسې په وياړ د «فرانسيم» نوم ورکړ.

په طبيعت کې د فرانسيم شتون

فرانسيم يو له ډېرو کمپېښه عنصرونو څخه دی. د هغو عنصرونو له شمېر څخه چې د ځمکې په پاسني کلک قشر کې دايمي شتون لري، يوازې استاټين **At₂** ډېر لږ دی. ټول طبيعي فرانسيم راډيوجينيک دی. د ده راډيواکتيفي تجزيه د يورانيم- **۲۳۵** او توريم-

۲۳۲ د تجزيې د منځواټنيز محصول په توګه هممهال د فرانسيم د نويو اتومونو په راپيدا کېدو سره جبرانيږي. د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د فرانسيم ټوليزه کچه ۳۴۰ ګرامه ده.

ايزوټوپونه يې

د ۲۰۱۲ ز کال تر پايه د فرانسيم ۳۴ ايزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې يې له ۱۹۹ څخه پيل پر ۲۳۲ پای ته رسيږي، او ۷ هسته يي ايزوميرونه لري. دا عنصر پايښت لرونکي ايزوټوپونه نه لري نو پر دې بنسټ نه شي کېدای چې ستاندارتي اتومي کتله ولري. فرانسيم په طبيعت کې دوه ايزوټوپونه لري، چې د يورانيمو او توريم له راډيواکتيفي تجزيې څخه رامنځته شوي او هغه د ^{223}Fr او ^{224}Fr ايزوټوپونه دي. د فرانسيم-۲۲۳ ايزوټوپ، چې د دې عنصر تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی ايزوټوپ دی، او نيمايي عمر يې ۲۲٫۳ دقيقې دی، د يورانيم- ۲۳۵ راديواکتيفي ايزوټوپ د طبيعي راډيواکتيفي ځنځير له فرعي څانګو څخه يې په يوه کې ګډون لري او په يورانيمي مينرالونو کې په ښکي لږې کچې سره شتون لري. د فرانسيم د خواصو څېړنه د ^{223}Fr ايزوټوپ په (Indicator) کچې سره ترسره کيږي (تر 10^{-15} ګرامو هم لږ). دا له دې لامله چې فرانسيم د اوږده عمر لرونکي ايزوټوپونه نه لري نو ناشونې ده چې څه ناڅه ډېره کچه يې لاس ته راشي.

لاس ته راوړل يې

کېدای شي چې د يورانيمو او توريمو له مينرالونو څخه د فرانسيم-۲۲۳ او فرانسيم-۲۲۴ ايزوټوپونو مايکروسوکوپي کچه لاس ته راشي. د فرانسيم نور ايزوټوپونه د هسته يي تعاملونو پر مټ لاس ته راځي.

د دې فلز د لاس ته راوړلو تر ټولو ډېره پراختیا موندونکې لاره هسته یي تعامل دی چې معادله یې دا ده:

$${}^{197}_{79}\mathrm{Au} + {}^{18}_{8}\mathrm{O} \rightarrow {}^{210}_{87}\mathrm{Fr} + 5{}^{1}_{0}\mathrm{n}$$

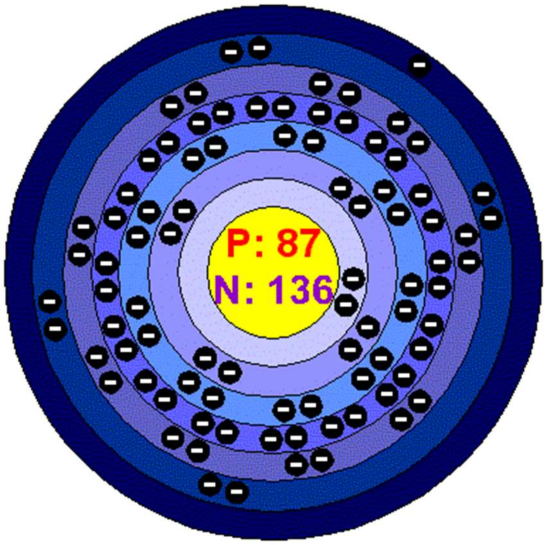
په زړه پورې خبره دا ده چې په دې تعامل کې سره زر کارېږي. د همدغه تعامل په مرسته کېدای شي داسې ایزوټوپونه سینتېز شي چې د کتلو شمېرې یې ۲۰۹، ۲۱۰ او ۲۱۱ وي. خو دا ټول ایزوټوپونه ډېر ژر تجزیه کېږي، د ^{۲۱۰}Fr او ^{۲۱۱}Fr ایزوټوپونو نیمایي عمر ۳ دقیقې دی، او د ^{۲۰۹}Fr ایزوټوپ نیمایي عمر ۵۰ ثانیې.

د فرانسیم اتوم

د فرانسیم د اتوم هسته له ۸۷ پروتونونو او ۱۳۲ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۸۷ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۷ انرژیکي سویې لري، په بله وینا د فرانسیم د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۷ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۲، په پېنځمه کې یې ۱۸، په شپږمه کې یې ۸، او په اوومه انرژیکي سویه کې یې ۱ الکترون سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۲۳ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د فرانسیم اتومي کتله ۲۲۳,۰۱۹۷ اتومي واحد ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[Rn]\ 7s^1$ سره ښودل کېږي.

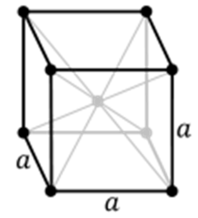


انځور: د فرانسیم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د فرانسیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې ۱,۸۷ گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر ۱۸-۲۱ ده. (د ک په شمېر ۲۹۱-۲۹۴ ده).
- د ایشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر ۶۴۰-۶۶۰ ده. (د ک په شمېر ۹۱۳-۹۳۳ ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې ۲ ~ کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې ۶۵ ~ کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې ۳۱,۲ جوله\(کیلوین.موله) دی.

د جالۍ جوړښت یې: د فرانسیم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي منځدک سېستم لري.



انځور: د فرانسیم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي منځډک سېستم لري

کیمیايي خواص يې

- د فرانسیم د ایون نیم قطر (1e+) ۱۸۰ پ. م دی.
- الکتروني منفیت يې ۰٫۷ پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک يې ۲٫۹۲ − $Fr \leftarrow Fr^{+}$ ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجه يې ۱+ ده.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي يې ۳۸۰ کیلو جوله\موله (الکترون ولټه) ده.

فرانسیم د ټولو هغو کیمیايي عنصرونو، چې نن ورځ پېژندل شوي او څېړل شوي، له شمېر څخه تر ټولو ډېر ټیټ الکتروني منفیت لري. دا عنصر له الکلي فلزونو څخه تر ټولو ډېر کیمیايي فعال فلز دی.

کارونه يې

په اوسني وخت کې فرانسیم او د ده مالګې عملي کارېدنه نه لري، دا ځکه چې نیمايي عمر يې لنډ او ډېر راډیواکتیفیت لري (ډېر راډیواکتیفي یا بې پایښته دی).

۸۸. راډيم

راډيم د کيميايي عنصرونو د دوره يي جدول د اوومې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې ۸۸ او سېمبول يې Ra دی. د دې عنصر نوم په لاتيني ژبه کې (**Radium**)، په انګليسي کې (**Radium**) او په روسي ژبه کې (**Ра́дий**) دی. راډيم يو ساده توکی دی او د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره يې (۴-۱۴-۷۴۴۰) ده. دا يو ځلاند، سپينو زرو ته ورته رنګ لرونکی، الکلي خاورين فلز دی. راډيم لوړ کيميايي فعاليت لري، راډيواکتيفي دی، په هوا کې ژر خپ کيږي.

انځور: راډيم يو ځلاند، سپينو زرو ته ورته رنګ لرونکی، الکلي خاورين فلز دی

تاريخچه او د نامه ريښه يې

پرانسي فيزيکپوه «پېر کيوري» (۱۸۵۹-۱۹۰۶) او پولېنډۍ فيزيکپوه او کيمياپوه «ماريا سکلودوفسکايا کيوري» (۱۸۶۷-۱۹۳۴) دا مالومه کړه چې له يورانيم لرونکيو کاني ډبرو څخه د يورانيمو تر راجلا کولو وروسته پاتې شوې پوسې تر نږه يورانيم ډېرې راډيواکتيفي دي. مېړه او مېرمنې تر څو کاله کوټلي کار وروسته له دغو پوسو څخه دوه پياوړي راډيواکتيفي عنصرونه بېل کړل چې هغه پولونيم o او راډيم Ra ول. «کيوري» د

راډیم په اړه، چې له باریم سره یې په مخلوط کې کشف کړی وو، لومړنی خبر د ۱۸۹۸ ز کال د ډیسمبر پر ۲۲ د فرانسې پوهنو اکاډمۍ ته ورکړ. پر ۱۹۱۰ ز کال کیوري او بل پرانسي فیزیکپوه او کیمیاپوه «اندري لویس دېبېرن» (۱۸۷۴-۱۹۴۹) پر سیمابي کتود باندې د راډیم کلورایډ $RaCl_2$ د الکترولیز پر مټ نږه راډیم بېل او تر دې وروسته یې په هایډروجن H_2 کې تقطیر کړ. لکه څرنګه چې اوس مالومه شوې، بېل شوی عنصر د راډیم-۲۲۲ ایزوټوپ وو چې د یورانیمو کیمیایي عنصر د راډیواکتیفي ایزوټوپ یانې یورانیم-۲۳۸ د تجزیې محصول وو. د راډیم او پولونیم کیمیایي عنصرونو د کشف په خاطر مېرمنې او مېړه «کیوري» ته د نوبل ډالۍ ورکړ شوه. راډیم د یورانیم-۲۳۸ ایزوټوپ د راډیواکتیفي تجزیې د ډېرو منځمهالو پړاوونو تر تېرېدو وروسته جوړېږي، ځکه خو په یورانیمي کاني ډبره کې په لږ کچه شتون لري.

ډېری راډیواکتیفي ایزوټوپونه چې د راډیم د راډیواکتیفي تجزیې پر مهال جوړېږي، کله چې د دوی کیمیایي یو ډول والی ترسره شو، دوی ته د راډیم A ، راډیم B ، راډیم C او داسې نور نومونه ورکړل شول. که څه هم اوس مالومه شوې چې دوی د نورو کیمیایي عنصرونو ایزوټوپونه دي، خو پر دوی تاریخي اېښودل شوي نومونه د دود له مخې اوس هم کله کله کارېږي، لکه:

۱. ایماناسیا................ د راډون ^{222}Rn ایزوټوپ.

۲. د A راډیم .... د پولونیم ^{218}Po ایزوټوپ.

۳. د B راډیم................ د سرپو ^{214}Pb ایزوټوپ.

۴. د C راډیم................ د بیسموټ ^{214}Bi ایزوټوپ.

۵. د C_1 راډیم................ د پولونیم ^{214}Po ایزوټوپ.

۶. د C_2 راډيم .... د تاليم ^{210}Tl ايزوټوپ.

۷. د **D** راډيم .... د سرپو **Pb**^{210} ايزوټوپ.

۸. د **E** راډيم .... د بيسموټ **Bi**^{210} ايزوټوپ.

۹. د **F** راډيم .... د پولونيم **Po**^{210} ايزوټوپ.

د «کيوري» په وياړ د کيوري د راډيواکتيفيت واحد په يوه ثانيه کې له $3,7\cdot10^{10}$ تجزيو سره مساوي دی، يا ۳۷ گيگابيکريل (GBq) چې پخوا يې د راډيم-۲۲۶ پر ۱ گرام فعاليت باندې بنسټ ايښودل شوی وو. خو لکه څنگه چې د راډيم-۲۲۶ د ۱ گرام فعاليت تخمينن ۱٫۳ سلنه تر ۱ **Ки** لږ دی، په اوسني وخت کې دا واحد داسې ټاکل کيږي لکه په يوه ثانيه کې ۳۷ ميليارده تجزيې.

د «راډيم» نوم د **Ra** د هستو له وړانگو سره تړاو لري او د لاتيني ژبې له (**radius**) يانې «وړانگه» څخه اخيستل شوی دی.

په طبيعت کې د راډيم شتون

راډيم ډېر کمپښنه عنصر دی. له هغه مهاله چې راډيم کشف شوی څه د پاسه يوه پيړۍ وخت تېر شوی او په دې څه د پاسه يوه پيړۍ کې تر ننه په ټوله نړۍ کې يوازې ۱٫۵ کيلوگرام (يونيم کيلوگرام) نږه راډيم لاس ته راغلي دي. د يورانيمو د يورانينيټ (فورمول يې له UO_2 څخه تر U_3O_8) مينرال، چې «کيوري» مېرمن او مېړه ترې راډيم لاسته راوړی وو، له يو ټن څخه نږدې ۰٫۰۰۰۱ گرامه راډيم-۲۲۶ لاس ته راځي. ټول طبيعي راډيم راډيوجينيک دی او د يورانيم-۲۳۸، يورانيم - **۲۳۵** يا توريم-۲۳۲ د ايزوټوپونو د تجزيې پر مهال جوړيږي. په طبيعت کې د راډيم له څلورو موندل شويو ايزوټوپونو څخه تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی او ډېر خپور شوی ايزوټوپ د راډيم-۲۲۶ ايزوټوپ دی، چې نيمايي عمر يې ۱۶۰۲

کاله دی او د یورانیم-۲۳۸ په راډیواکتیفي ځنځیر کې ګډون لري . په طبیعت کې د یورانیمو د هرو دریو میلیونو اتومونو په سر د راډیم یوازې یو اتوم رسیږي، یا په بل شمېر د ځمکې په پاسني کلک قشر کې یې کلارک په یو ټن کې ۱,۰۲ میکروګرامه دی (میکروګرام ټن).

د راډیم ټول طبیعي ایزوټوپونه په لاندې ډول دي:

۱. د راډیم-۲۲۳ ایزوټوپ، تاریخي نوم یې اکټینیم **X (AcX)** دی، کورنۍ یې د یورانیم-**۲۳۵** ځنځیر دی، نیمایي عمر یې **۱۱,۴۳۵** ورځې دی، د تجزیې ډول یې الفا **α** دی ، د (**daughter isotope**) (تاریخي نوم) راډون-۲۱۹ (اکټینون، **An**) دی.

۲. د راډیم-۲۲۴ ایزوټوپ، تاریخي نوم یې توریم **X (ThX)** دی، کورنۍ یې د توریم-۲۳۲ ځنځیر دی، نیمایي عمر یې **۳,۶۶** ورځې دی، د تجزیې ډول یې الفا-تجزیه دی، د (**daughter isotope**) (تاریخي نوم) راډون-۲۲۰ (تورون، **Tn**) دی.

۳. د راډیم-۲۲۶ ایزوټوپ، تاریخي نوم یې راډیم (**Ra**) دی، کورنۍ یې د یورانیم-۲۳۸ ځنځیر دی، نیمایي عمر یې ۱۶۰۲ کاله دی، د تجزیې ډول یې الفا-تجزیه دی، د (**daughter isotope**) (تاریخي نوم) راډون-۲۲۲ (راډون، **Rn**) دی.

۴. د راډیم-۲۲۸ ایزوټوپ، تاریخي نوم یې میزوتوریم-۱ ($MsTh_1$) دی، کورنۍ یې د توریم-۲۳۲ ځنځیر دی، نیمایي عمر یې **۵,۷۵** کاله دی، د تجزیې ډول یې **β** بېټا-تجزیه دی، د (**daughter isotope**) (تاریخي نوم) اکټینیم-۲۲۸ (میزوتوریم- **II** ، $MsTh_2$) دی.

لاس ته راوړل يې

د ۲۰ پېړۍ په سر کې د نړۍ راډيم لاس ته راوړل ډېر زيار غوښت. «مارييا کيوري» ۱۲ کاله زيار وايست چې يوه ډېره لږه کچه نړۍ راډيم لاس ته راوړي. د دې لپاره چې يو گرام نړۍ راډيم لاس ته راشي د اورگاډي څو ډبو يورانيم کاني ډبرو ته اړتيا وه، ياني ۱۰۰ ډبو سکرو، ۱۰۰ ټانکره اوبو او د اورگاډي ۵ ډبو ببلابېلو کيميايي توکيو ته اړتيا وه. له همدې لامله د ۲۰ ز پېړۍ په سر کې راډيم تر ټولو ډېر قيمتي فلز وو. د ۱ گرام راډيم د پيرودلو لپاره اړينه وه چې تر ۲۰۰ کيلوگرامو ډېر سره زر ورکړل شي.

راډيم زياتره له يورانيمي کاني ډبرو څخه راايستل کيږي. په هغو کاني ډبرو کې چې د يورانيم- ۲۳۸ په ځنځير کې د پايښت لرونکي انډول د بشپړولو لپاره ډېرې زړې وي، د يو ټن يورانيم پر سر ۳۳۳ ميلي گرامه راډيم-۲۲۶ رسيږي.

له راډيواکتيفي طبيعي اوبو څخه د راډيم د راايستنې لاره هم شتون لري، له يورانيم لرونکيو مينرالونو څخه د مينځلو يا د الکلي پر مټ د مينځلو له لارې راډيم لاس ته راتلای شي.

ايزوټوپونه يې

د راډيم کيميايي عنصر ۳۳ ايزوټوپونه پېژندل شوي چې د اتومي کتلو شمېرې يې له ۲۰۲ څخه پيل او پر ۲۳۴ پای ته رسيږي. دا عنصر پايښت لرونکي ايزوټوپونه نه لري، پر دې بنسټ د ده لپاره ستاندارتي اتومي کتله نه شي تعريفېدای. د دې عنصر د ^{223}Ra، ^{224}Ra، ^{226}Ra، ^{228}Ra ايزوټوپونه په طبيعت کې موندل کيږي. دا نور ايزوټوپونه يې کېدای شي چې په مصنوعي ډول لاس ته راشي. تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي ايزوټوپونه يې يو د ^{226}Ra ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۱۶۰۰ کاله دی. بل يې د ^{228}Ra

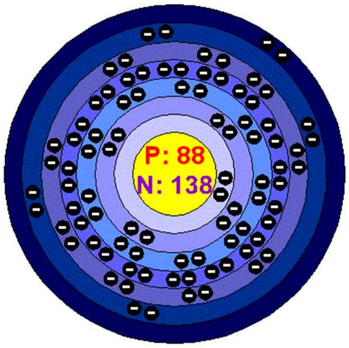
ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۵,۷۵** کاله دی. بل یې د ^{225}**Ra** ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۱۴,۹** ورځې دی. دا عنصر ۱۲ هسته یي ایزومیرونه هم لري.

د راډیم اتوم

د راډیم د اتوم هسته له ۸۸ پروتونونو او ۱۳۸ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۸۸ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۷ انرژیکي سویې لري، په بله وینا د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۷ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۲، په پېنځمه کې یې ۱۸، په شپږمه کې یې ۸، او په اوومه انرژیکي سویه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۲۲ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د راډیم اتومي کتله **۲۲۲,۰۲۵۴** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول ^{2}**[Rn] ۷s** سره ښودل کیږي.



انځور: د راډیم د اتوم جوړښت

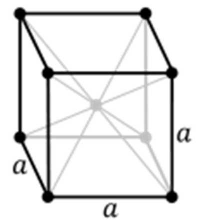
فیزیکي خواص یې

- د راډیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۵,۵** گرامه دی.
- د ویلی کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۹۶۰** ده. (د ک په شمېر **۱۲۳۳** ده).
- د ایشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۱۷۳۷** ده. (د ک په شمېر **۲۰۱۰** ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۸,۵** کیلوجوله\موله دی.
- د براس تودوالی یې **۱۱۳** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۹,۳** جوله\(کیلوین.موله) دی.
- مولي حجم یې **۴۵,۰** س. م. م\موله دی.

راډیم په عادي شرایطو کې یو ځلاند سپین فلز دی، په هوا کې خپ کیږي او دا ښایي د راډیم نایټرایډ د جوړېدو لامله وي.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د راډیم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي منځډک سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې **۵,۱۴۸** انگسترومه دی.



انځور: د راډیم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي منځډک سېستم لري

کیمیایي خواص یې

- د راډیم د ایون نیمایي قطر ($2e^{+}$) ۱۴۳ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۰,۹ پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک یې ۲,۹۱۶− $Ra \leftarrow Ra^{2+}$ ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجه یې ۲ ده.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې۵۰۹,۳ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۵,۲۷۸۵) الکترون ولټه ده. د دویم الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۹۷۹,۰ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۱۰,۱۴۷) الکترون ولټه ده.

راډیم له اوبو سره تعامل کوي. د باریم او سترونتیم په څېر چلند لري، خو کیمیایي فعالیت یې ډېر دی. د اکسایډ جوړولو عادي درجه یې ۲+ ده.

کارونه یې

په اوسني وخت کې راډیم کله کله د نیوترونونو په سرچینو کې کارېږي، د دې لپار د ده لږ کچه له بیریلیم Be سره یو ځای ویلي کېږي. د الفا- وړانګې (د هیلیم-۴ هستې) تر اغېز لاندې له بیریلیم څخه نیوترونونه ایستل کېږي چې معادله یې دا ده:

$$^{9}\text{Be} +^{4}_{2} \alpha \rightarrow^{12} \text{C} +^{1} \text{n}$$

په طب کې راډیم لکه د راډون Rn د راډوني حمامونو د چمتو کولو د سرچینې په توګه کارېږي، خو په اوسني وخت کې د دغو حمامونو ګټورتوب ردېږي. سربېره پر دې راډیم د پوست، د پوزې د بوی حسولو داخلي جوړښت، د ادرار او جنسي غړیو د خطرناکو پړسوبونو په درملنه کې د لنډمهاله وړانګوني (وړانګه ورکولو) کې کارېږي.

خو په اوسني وخت د دغو موخو لپاره تر دې ډېر ور ګڼ شمېر راډيوايزوټوپونه شته چې اړين خواص لري او دا راډيوايزوټوپونه په اټومي بټيو کې د ګړندي کوونکيو له لارې لاس ته راځي. د ساري په توګه د کوبالټ Co د ^{60}Co راډيواکتيفي ايزوټوپ چې نيمايي عمر يې **۵,۳** کاله دی، د سيزيم Cs د ^{137}Cs راډيواکتيفي ايزوټوپ چې نيمايي عمر يې **۳۰,۲** کاله دی، د ټېنټاليم Ta د ^{182}Ta راډيواکتيفي ايزوټوپ چې نيمايي عمر يې **۱۱۵** شوارورزه دی. د ايريډيم Ir د ^{192}Ir راډيواکتيفي ايزوټوپ چې نيمايي عمر يې **۷۴** شوارورزه دی. د سرو زرو Au د ^{198}Au راډيواکتيفي ايزوټوپ چې نيمايي عمر يې **۲,۷** شوارورزه دی او داسې نور.

د ۲۰ پېړۍ تر ۷۰ يمو کلونو راډيم د رڼا کوونکيو رنګونو په جوړولو کې کارېده، دا رنګونه بيا د ځانګړيو ساعتونو، هوايي او سمندري الو د رقمونو دايرو ته په رنګ ورکولو کې کارېدل. د دا ډول الو خطر په دې کې وو چې پر هغوی د خبرداری مارکونه نه ول، يوازې د ډوز د مېچوونکيو الو پر مټ مالومېدای شو. اوسمهال د يادو موخو لپاره لږ خطر لرونکي ايزوټوپونه کارېږي، لکه د هايډروجن H_2 د ترېتيم ^{3}H ايزوټوپ چې نيمايي عمر يې **۱۲,۳** کاله دی، يا د پروميټيم Pm د ^{147}Pm ايزوټوپ چې نيمايي عمر يې **۲,۶** کاله دی.

۸۹. اکټينيم

اکټينيم د کيميايي عنصرونو د دوره يي جدول د اوومې دورې يو عنصر دی چې اټومي شمېره يې ۸۹ او سېمبول يې **Ac** دی. دا يو راډيواکتيفي کيميايي عنصر دی. د دې عنصر نوم په لاتيني ژبه کې (**Actinium**)، په انګليسي کې (**Actinium**) او په روسي ژبه کې (**Акти́ний**) دی. دا عنصر پايښت لرونکي ايزوټوپونه نه لري. په عادي شرايطو کې

درووند ، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی. د اکټینیډي ګروپ له عنصرونو څخه دی . د ثبت د سي اې اېس (CAS) شمېره يې (۸-۳۴-۷۴۴۰) ده.

تاریخچه او د نامه ریښه یې

اکټینیم پر ۱۸۹۹ ز کال پرانسي کیمیاپوه او فیزیکپوه «اندرې لویس دېبېرن» (۱۸۷۴-۱۹۴۹) د یورانیمو د یورانینیټ (فورمول يې له UO_2 څخه تر U_3O_8) مینرال په پوسو کې، چې پولونیم او راډیم يې ترې بېل کړي ول، کشف کړ. پر دې نوي عنصر د اکټینیم نوم کېښودل شو. د «دېبېرن» تر کشف لږ وروسته الماني راډیوفیزیکپوه او راډیوکیمیاپوه «فریدریش اوسکار ګیزل» (۱۸۵۲-۱۹۲۷) په خپلواک ډول د همدې ډول یورانیمي مینرال له یوې برخې څخه، چې کمپېښه خاورین عنصرونه يې لرل، پیاوړی راډیواکتیفي عنصر لاس ته راوړ او د ده لپاره يې د «ایمانیم» نوم وړاندیز کړ.

نورې راتلونکې څېړنې وښوده چې «دېبېرن» او «ګیزل» کشف کړي عنصرونه په اصل کې هماغه یو عنصر دی، که څه هم دوی د کشف او څېړنې پر مهال پخپله د اکټینیم راډیواکتیفي وړانګې نه لیدلې، بلکې د دوی د تجزیې په پایله کې جوړ شوي توکي ^{227}Th (راډیواکټینیم) او ^{230}Th (ایونیم) يې لیدل.

د اکټینیم ویي د لرغوني یوناني ژبې له اکټیس، اکټینوس (aktis, aktinos) څخه اخیستل شوی چې د «وړانګې» په مانا دی.

په طبیعت کې د اکټینیم شتون

اکټینیم په طبیعت کې یو له ډېرو لږو خپرو شویو راډیواکتیفي عنصرونو څخه دی. د ځمکې په پاسني کلک قشر کې يې ټولیزه کچه تر ۲۷۰۰ ټنه زیاته نه ده، په داسې حال کې چې د راډیم Ra کچه ۴۰ میلیونه ټنه ده.

په طبیعت کې د اکتینیم ۳ ایزوټوپونه موندل شوي او هغه د ^{225}Ac، ^{227}Ac ، ^{228}Ac ایزوټوپونه دي.

دا عنصر له یورانیمي کاني ډېرو سره ملگری وي. په طبیعي کاني ډېرو کې د ده کچه له انډولیزې هغې سره برابره ده. د اکتینیم کچه په داسې مینرالونو کې ډېره ده لکه په مولیبډینیټ MoS_2 ، کالکوپیریټ $CuFeS_2$ ، کاسیټیریټ SnO_2 ، کوارتز SiO_2 ، پیرولوزیټ MnO_2 کې.

ایزوټوپونه یې

تر اوسه د اکتینیم ۳۱ ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۲۰۲ څخه پیل او پر ۲۳۲ پای ته رسیږي. دا عنصر پایښت لرونکي ایزوټوپونه نه لري. په طبیعت کې یې درې ایزوټوپونه موندل کیږي چې هغه یو د ^{225}Ac ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۱۰ ورځې دی. بل یې د ^{227}Ac ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۲۱,۷۷۲ کاله دی. بل یې د ^{228}Ac ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۶,۱۵ ساعته دی. د دې عنصر تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي ایزوټوپونه یو د ^{227}Ac ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۲۱,۷۷۲ کاله دی. بل یې د ^{225}Ac ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۱۰ ورځې دی. بل یې د ^{226}Ac ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۲۹,۳۷ ساعته دی. د نورو ټولو ایزوټوپونو نیمايي عمر یې تر ۱۰ ساعتو لنډ دی، د ډېری هغو نیمايي عمر یې تر یوې دقیقې هم لنډ دی. تر ټولو د ډېر لنډ عمر لرونکی یې د ^{217}Ac ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۶۹ نانوثانیې دی.

د اکتینیم د ځینو ایزوټوپونو راډیواکتیفي خواص په دې ډول دي:

۱ . د اکتینیم د ^{221}Ac ایزوټوپ، د لاس ته راوړلو د تعامل معادله یې دا $^{232}Th(d,9n)^{225}Pa(\alpha)\rightarrow^{221}Ac$ ده، د تجزیې ډول یې α الفا دی، نیمايي عمر یې ۱ ثانیه دی.

۲ . د اکتینیم د ^{222}Ac ایزوټوپ، د لاس ته راوړلو د تعامل معادله یې دا $^{232}Th(d,8n)^{226}Pa(\alpha)\rightarrow^{222}Ac$ ده، د تجزیې ډول یې الفا دی، نیمایي عمر یې ۴,۲ ثانیې دی.

۳ . د اکتینیم د ^{223}Ac ایزوټوپ، د لاس ته راوړلو د تعامل معادله یې دا $^{232}Th(d,7n)^{227}Pa(\alpha)\rightarrow^{223}Ac$ ده، د تجزیې ډول یې الفا دی، نیمایي عمر یې ۲,۲ دقیقې دی.

۴ . د اکتینیم د ^{224}Ac ایزوټوپ، د لاس ته راوړلو د تعامل معادله یې دا $^{232}Th(d,6n)^{228}Pa(\alpha)\rightarrow^{224}Ac$ ده، د تجزیې ډول یې الفا دی، نیمایي عمر یې ۲,۹ ساعته دی.

۵ . د اکتینیم د ^{225}Ac ایزوټوپ، د لاس ته راوړلو د تعامل معادله یې دا $^{232}Th(n,\gamma)^{233}Th(\beta^-)\rightarrow^{233}Pa(\beta^-)\rightarrow^{233}U(\alpha)\rightarrow^{229}Th(\alpha)\rightarrow^{225}Ra(\beta^-)^{225}Ac$ ده، د تجزیې ډول یې الفا دی، نیمایي عمر یې ۱۰ ورځې دی.

۶ . د اکتینیم د ^{226}Ac ایزوټوپ، د لاس ته راوړلو د تعامل معادله یې دا $^{226}Ra(d,2n)^{226}Ac$ ده، د تجزیې ډول یې α الفا، یا β^- بېټا-منفي- تجزیه دی، یا الکتروني اشغال دی، نیمایي عمر یې ۲۹ ساعته دی.

۷ . د اکتینیم د ^{227}Ac ایزوټوپ، د لاس ته راوړلو د تعامل معادله یې دا $^{235}U(\alpha)\rightarrow^{231}Th(\beta^-)\rightarrow^{231}Pa(\alpha)\rightarrow^{227}Ac$ ده، د تجزیې ډول یې α الفا، یا β^- - بېټا- منفي-تجزیه دی، نیمایي عمر یې ۲۱,۷ کاله دی.

۸ . د اکتینیم د ^{228}Ac ایزوټوپ، د لاس ته راوړلو د تعامل معادله یې دا $^{232}Th(\alpha)\rightarrow^{228}Ra(\beta^-)\rightarrow^{228}Ac$ ده، د تجزیې ډول یې β^- بېټا- منفي- تجزیه دی، نیمایي عمر یې ۶,۱۳ ساعته دی.

۹ . د اکټینیم د ^{229}Ac ایزوټوپ، د لاس ته راوړلو د تعامل معادله یې دا $^{228}Ra(n,\gamma)^{229}Ra(\beta^-)\rightarrow^{229}Ac$ ده، د تجزیې ډول یې β^- بېتا- منفي- تجزیه دی، نیمایي عمر یې **۶۲** دقیقې دی.

۱۰ . د اکټینیم د ^{230}Ac ایزوټوپ، د لاس ته راوړلو د تعامل معادله یې دا $^{232}Th(d,\alpha)^{230}Ac$ ده، د تجزیې ډول یې β^- بېتا- منفي- تجزیه دی، نیمایي عمر یې ۸۰ ثانیې دی.

۱۱ . د اکټینیم د ^{231}Ac ایزوټوپ، د لاس ته راوړلو د تعامل معادله یې دا $^{232}Th(\gamma,p)^{231}Ac$ ده، د تجزیې ډول یې β^- بېتا- منفي- تجزیه دی، نیمایي عمر یې **۷,۵** دقیقې دی.

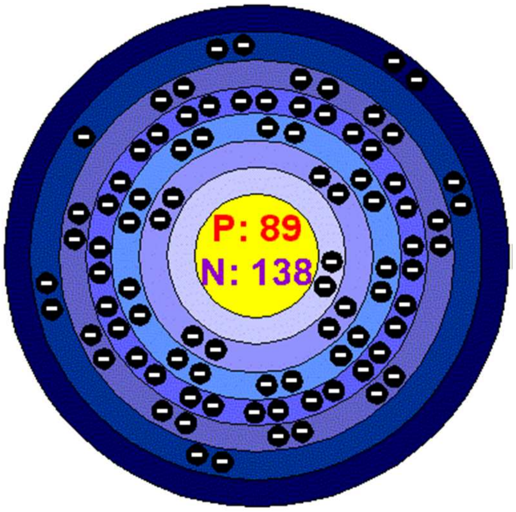
۱۲ . د اکټینیم د ^{232}Ac ایزوټوپ، د لاس ته راوړلو د تعامل معادله یې دا $^{232}Th(n,p)^{232}Ac$ ده، د تجزیې ډول یې β^- بېتا- منفي- تجزیه دی، نیمایي عمر یې **۳۵** ثانیې دی.

د اکټینیم اتوم

د اکټینیم د اتوم هسته له ۸۹ پروټونونو او ۱۳۸ نیوټرونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۸۹ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۷ انرژیکي سویې لري، په بله وینا د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۷ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۲، په پېنځمه کې یې ۱۸، په شپږمه کې یې ۹، او په اوومه انرژیکي سویه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروټونونو او نیوټرونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) **۲۲۷** دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د اکتينيم اتومي کتله ۲۲۷,۰۲۷۸ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Rn]\ 6d^1\ 7s^2$ سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۸۸ پ. م دی.



انځور: د اکتينيم د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

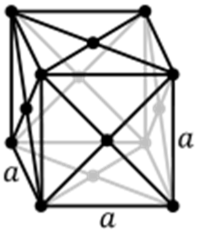
- د اکتينيم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې ۱۰,۰۷ گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۱۲۲۷ ده. (د ک په شمېر ۱۵۰۰ ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۳۲۰۰ ده. (د ک په شمېر ۳۵۰۰ ده) .
- د ويلي کېدو تودوالی يې ۱۰,۵ کيلوجوله\موله دی.

- د براس تودوالی يې **۲۹۲,۹** کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې **۲۷,۲** جوله\(کيلوين.موله) دی.
- مولي حجم يې **۲۲,۵۴** س.م.م \موله دی.

اکټينيم سپينو زرو ته ورته رنگ لرونکی، دروند، نرم فلز دی چې ظاهري بڼه يې سړي ته لانتانيم **La** ور په يادوي. د راډيو اکتيفيت لامله په تياره کې شنه رڼا کوي.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د اکټينيم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې **۵,۲۷** دي.



انځور: د اکټينيم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري

کيميايي خواص يې

- د اکټينيم د ايون نيمايي قطر (**e** ۳+) ۱۱۸ پ.م دی.
- الکتروني منفيت يې ۱,۱ پاولينگه دی.
- الکترودي ځواک يې ۰,۷-۰ **Ac←Ac**$^{۲+}$ ۲,۱۳- **Ac←Ac**$^{۳+}$ ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجه يې **۳** ده.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې ۲. **۶۶۵** کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمېر (۶,۹۰) الکترون ولټه ده.

اکټینیم په لنده هوا کې په اکسایډي قشر پوښل کیږي. دا عنصر یو پیاوړی بشپړوونکی دی، له اوبو **H_2O** سره تعامل کوي:

$$2Ac + 6H_2O = 2Ac(OH)_3 \downarrow + 3H_2 \uparrow$$

له نریو تېزابونو سره تعامل کوي، د ساري په توګه له مالګې **HCl** تېزابو سره:

$$2Ac + 6HCL = 2AcCL_3 + 3H_2 \uparrow$$

اکټینیم د لانتانیم **La** په څېر کولای شي چې دوه بلوري بڼې ولري، خو یوازې یوه بڼه یې لاس ته راغلې او هغه یې د بېتا - اکټینیم **β-Ac** بڼه ده، چې جوړښت یې مکعبي محوري سېستم لري. د تیټې تودوخې لرونکې الفا - بڼې په لاس ته راوړلو یې څوک بریالي شوي نه دي.

د اکټینیم د اتوم نیمايي قطر د لانتانیم د اتوم تر نیمايي قطره لږ څه لوی دی او ۱,۸۸ انګسترومه دی.

اکټینیم د کیمیايي خواصو له پلوه هم لانتانیم ته ډېر ورته دی، په مرکبونو کې د ۳+ درجه ښيي، لکه په ډاې اکټینیم ترای اکسایډ **Ac_2O_3**، اکټینیم برومایډ **$AcBr_3$**، او اکټینیم **(III)** هایډروکسایډ **$Ac(OH)_3$** مرکبونو کې، خو د تعامل کولو لوړه وړتیا او ډېر بازي (بنستیز) خواص لري.

لاس ته راوړل یې

له یورانیمي کاني ډبرو څخه د اکټینیم لاس ته راوړل مناسب نه دي، ځکه چې دی په هغوی کې ډېر لږ دی، او بل دا چې په دغو کاني ډبرو کې شتو کمپېښنه خاورینو عنصرونو ته ډېر ورته دی.

په ټوله کې د اکټينيم ايزوټوپونه په مصنوعي ډول لاس ته راوړل کيږي. د اکټينيم د ^{۲۲۷}Ac ايزوټوپ په اټومي بټيو کې راډيم **Ra** ته د نيوترونونو پر مټ وړانګې ورکولو سره لاس ته راځي. د سينتېز په دې ډول مېتود سره د اکټينيم کچه د ګرامونو په شمېر ده. د اکټينيم د ^{۲۲۸}Ac ايزوټوپ د اکټينيم ^{۲۲۷}Ac ايزوټوپ ته د نيوترونونو پر مټ وړانګې ورکولو سره لاس ته راځي. له راډيم **Ra**، توريم **Th** او د تجزيې له (**Daughter product**) توکيو څخه د اکټينيم بېلول د ايکستربکشن (**Extraction**) او ايوني تبادلې مېتودونو پر مټ ترسره کيږي.

فلزي اکټينيم د ليتيم **Li** د بړاسونو پر مټ له اکټينيم ترای فلورايډ AcF_3 څخه د رابېلولو پر مټ په ۱۳۰۰-۱۳۵۰ س.ګ درجو تودوخه کې د ارګون **Ar** په اتموسفير کې لاس ته راځي:

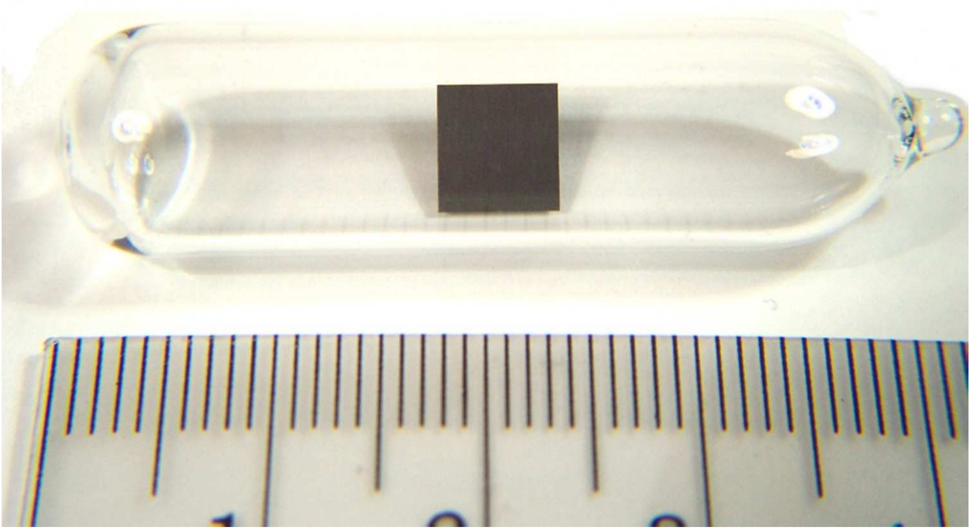
$$AcF_3 + 3Li \rightarrow 3LiF + Ac$$

کارونه يې

د اکټينيم-۲۲۷ ايزوټوپ له بيريليم **Be** سره په مخلوط کې د نيوترونونو سرچينه ده. اکټينيم- بيريليم **Ac-Be** د ګاما کوانتومونو لږ وتل لري، د نيوترونونو د کارندتيا او لا فعالتيا شننه کې په کتاني ډبرو کې د منګانيز **Mn** ، سيليکون **Si** ، الومينيم **Al** په مالومولو کې کاريږي. د اکټينيم-۲۲۵ ايزوټوپ د بيسموټ د ^{۲۱۳}Bi ايزوټوپ د لاس ته راوړلو، همدا راز په راډيوايمونوتراپۍ کې کاريږي. د اکټينيم-۲۲۷ ايزوټوپ کېدای شي چې د انرژۍ په راډيوايزوټوپي سرچينو کې وکاريږي. د اکټينيم-۲۲۸ ايزوټوپ د ده د لوړې انرژيکي بېټا-وړانګې له کبله په کيميايي څېړنو کې د (**radioactive tracer**) راډيواکتيفي توکي په توګه کاريږي. د اکټينيم-۲۲۸ او راډيم-۲۲۸ (^{۲۲۸}Ra-^{۲۲۸}Ac) ايزوټوپونو مخلوط په طب کې د γ ګاما-وړانګې د پياوړې سرچينې په توګه کاريږي.

۹۰. توریم

توریم د کیمیایي عنصرونو د دوره يي جدول د اوومې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې ۹۰ او سېمبول يې **Th** دی. د دې عنصر نوم په انګلیسي ژبه کې (**Thorium**) او په روسي ژبه کې (**Тóрий**) دی. توریم له اکټینیډي عنصرونو څخه دی. دا يو دروند، خړ، نرم، د څټک وهلو وړتیا لرونکی، لږ راډیواکټیفي فلز دی. د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره يې (۱-۲۹-۷۴۴۰) ده.



انځور: توریم دروند، خړ، نرم، د څټک وهلو وړتیا لرونکی، لږ راډیواکټیفي فلز دی

تاریخچه او د نامه ریښه يې

توریم لومړی ځل پر ۱۸۲۸ ز کال سویډني کیمیاپوه «یونس یاکوب برسیلیوس» (۱۷۷۹-۱۸۴۸) له هغه مینرال څخه بېل کړ چې وروسته د توریټ $ThSiO_4$ په نامه ونومول شو.

توریم د دغه عنصر د کشفوونکي له خوا په جرمني-سکاندیناویایي اسطورو کې د تڼکې (تندر) او توپان د خدای «تور» په ویاړ ونومول شو.

په طبیعت کې د توریم شتون

توریم نږدې تل د کمپیښه خاورینو عنصرونو په مینرالونو کې شتون لري او دا مینرالونه د دې عنصر د لاس ته راوړلو له سرچینو څخه دي. د ځمکې په پاسني کلک قشر کې یې کچه په یو ټن کې ۸-۱۳ گرامه ده. د سمندرونو او سمندرگیو د اوبو په یو لیټر کې یې کچه **۰,۰۵** میکروگرامه ده. د دې عنصر ځینې مینرالونه مونازیټ (د مونازیټ شگه) **(Ce, La, Nd, Th) PO_4** ، توریټ **$ThSiO_4$** دي. دا عنصر همدا راز په ځینو **(greisen deposits)** کانونو کې، چې دی پکې په فیریټوریټونو کې د یورانیمو تر څنگ زېرمه کیږي، په نږدې ټولو میکا **(mica)** مینرالونو لکه فلوگوپیټ **$KMg_3[Si_3AlO_{10}]\cdot(F,OH)_2$**، موسکوویټ **$KAl_2(AlSi_3O_{10})(OH)_2$** او نورو کې شتون لري.

کانونه یې: توریم په ټوله کې په ۱۲ مینرالونو کې شتون لري. د دغو مینرالونو کانونه په استرالیا، هند، ناروې، امریکا متحدو ایالتونو، کاناډا، د سویلي افریقا جمهوریت، برازیل، پاکستان، مالیزیا، سري لانکا، قرغزستان او نورو هېوادو کې دي.

ایزوټوپونه یې

د توریم کیمیایي عنصر ۳۰ ایزوټوپونه او ۳ د ایزوټوپونو هسته یي ایزومیرونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۲۰۹ څخه پیل او پر ۲۳۸ پای ته رسیږي. دا عنصر پایښت لرونکي ایزوټوپونه نه لري. د توریم یو ایزوټوپ یانې توریم-۲۳۲ ډېر اوږد عمر لري چې د ځمکې له عمر څخه هم اوږد دی او په ټوله کې ټول توریم له همدغه یوه ایزوټوپه جوړ دی. دا ایزوټوپ یې په طبیعت کې موندل کیږي. د ده ځینې ایزوټوپونه کېدای شي چې په

طبیعي بېلګو کې په زښته ډېره لږه کچه کشف شي، ځکه چې د راډیم او اکټینیم په راډیو اکټیفي ځنځیرونو کې ګډون لري او تاریخي، نن ورځ زاړه شوي نومونه لري، لکه:

راډیو اکټینیم ^{۲۲۷}Th ایزوټوپ، راډیوتوریم ^{۲۲۸}Th ایزوټوپ، ایونیم ^{۲۳۰}Th ایزوټوپ، یورانیم ^{۲۳۱}Th Y ایزوټوپ، او یورانیم ^{۲۳۴}Th X۱ ایزوټوپ.

د توریم تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي ایزوټوپونه یو د ^{۲۳۲}Th ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۱۴,۰۵** میلیارده کاله دی. بل یې د ^{۲۳۰}Th ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۷۵۳۸۰** کاله دی. بل یې د ^{۲۲۹}Th ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۷۳۴۰** کاله دی. بل یې د ^{۲۲۸}Th ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۱,۹۱۱۲** کاله دی. د نورو پاتې ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر **۳۰** ورځو لنډ دی، د ډېری هغو نیمایي عمر یې تر ۱۰ دقیقو هم لنډ دی.

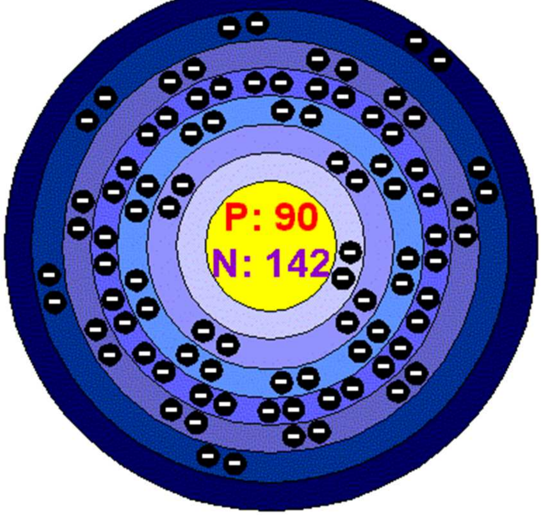
د توریم اتوم

د توریم د اتوم هسته له **۹۰** پروتونونو او **۱۴۲** نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې **۹۰** الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخو راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۷ انرژیکي سویې لري، په بله وینا د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۷ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۲، په پېنځمه کې یې ۱۸، په شپږمه کې یې ۱۰، او په اوومه انرژیکي سویه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۳۲ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د توریم اتومي کتله **۲۳۲,۰۳۸۰۶** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[Rn]\ ۶d^{۲}۷s^{۲}$ سره ښودل کېږي.

- د اتوم نیمایي قطر یې ۱۸۰ پ. م دی.



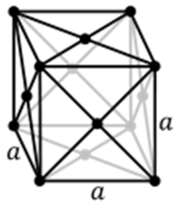
انځور: د توریم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د توریم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې ۱۱٫۷۸ گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر ۱۷۵۰ ده. (د ک په شمېر ۲۰۲۳ ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر ۴۷۸۸ ده. (د ک په شمېر ۵۰۶۱ ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې ۱۲٫۱۱ کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې ۵۱۳٫۷ کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې ۲۶٫۲۳ جوله\(کیلوین.موله) دی.
- مولي حجم یې ۱۹٫۸ س. م. م\موله دی.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

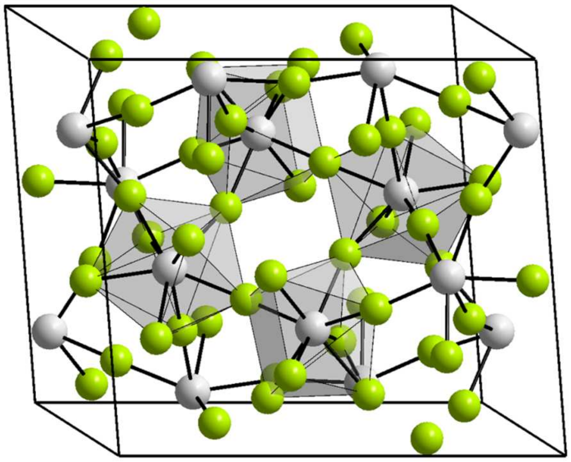
- د توریم د بلوري جالۍ جوړښت **مکعبي محوري** سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې **۵,۰۸۰** انگسترومه دی.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې ۱۰۰,۰۰ کیلوینه ده.



انځور: د توریم د بلوري جالۍ جوړښت **مکعبي محوري** سېستم لري

کیمیایي خواص یې

- د توریم کووالینسي (کووالینټ) نیم قطر **۱۲۵** پ. م دی.
- د ایون نیمایي قطر یې (**e۴**+) ۱۰۲ پ. م دی.
- **الکتروني منفیت یې ۱,۳** پاولینگه دی.
- **د اکسایډ جوړولو (اکسیډېشن) درجه یې ۴ ده.**
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو (ایونیزېشن) انرژي یې **۲۷۰,۴** کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (**۲,۹۵**) الکترون ولټه ده.



انځور: د توریم تیترافلوراید ThF_4 مرکب بلوري جوړښت

لاس ته راوړل يې

د توريم د لاس ته راوړلو لپاره توريم لرونکي مونازيتي ټينګتوکي (کونسنتراتونه) د تېزابونو يا الکليو پر مټ پرانيستل کيږي . کمپېښه خاورين عنصرونه له ترای بوټيل فاسفاټ $C_{12}H_{27}O_4P$ سره د ايکسترېکشن (**Extraction**) عمليې او جذب پر مټ له نورو توکيو څخه راايستل کيږي او ترې جلا کيږي. تر دې وروسته توريم د فلزونو د مرکبونو له مخلوط څخه د ډای اکسايډ، تيتراکلورايډ يا تيترافلورايډ په ډول جلا کيږي.

تر دې وروسته فلزي توريم د ميټالوترمي (**metallothermy**) مېتود پر مټ د فعالو فلزونو لکه کلسيم، مګنيزيم يا سوډيم په مرسته د تودوخې په ۹۰۰ - ۱۰۰۰ س. ګ درجو کې له هاليډونو يا له اکسايډ څخه جلا کيږي چې معادله يې دا ده:

$$ThF_4 + 2Ca \longrightarrow Th + 2CaF_2$$

د الکترولیز پر مټ له توریم تیترافلوراید ThF_4 یا له $KThF_5$ څخه په ویلي شوي پوتاسیم فلوراید KF کې د تودوخې په ۸۰۰ س.گ درجو سره په گرافیتي انود باندې لاس ته راتلای شي.

کارونه یې

توریم د کارونې یو لړ ځانگې لري چې کله کله پکې بې بلونجه (بې بدیله) رول لوبوي. د کیمیایي عنصرونو په دوره یي جدول کې د دې فلز حالت او د هستې جوړښت په اټومي انرژۍ کې د ده د کارونې سوله ییزه ټاکنه سمبال کړې ده.

د توریم -۲۳۲ جفت - جفتي ایزوټوپ (**even-even isotopes**) هم د پروتونونو شمېر جفت او هم د نیوترونونو شمېر جفت دی، نو پر دې بنسټ نه شي کېدای چې تودوخیز نیوترونونه یې سره ووېشل شي او اټومي سونتوکی شي. خو د تودوخیز نیوترون د اشغال پر مهال د ^{232}Th ایزوټوپ د یورانیمو په ^{233}U ایزوټوپ باندې بدلیږي چې د بدلون ترتیب او بهیر یې داسې ښودل کیږي:

$$^{232}\text{Th} \xrightarrow{^1n} {}^{233}\text{Th} \xrightarrow{\beta^-} {}^{233}\text{Pa} \xrightarrow{\beta^-} {}^{233}\text{U}$$

د یورانیم-۲۳۳ راډیواکتیفي ایزوټوپ د یورانیم-**۲۳۵** او پلوتونیم-۲۳۹ په څېر د وېش وړتیا لري چې د اټومي انرجۍ د ودې لپاره ډېره کوټلې راتلونکې پرانیزي (یورانیمي-توریمي سونتوکیزه لړۍ، د چټکو نیوترونونو اټومي بټۍ **LFTR**). په اټومي انرجۍ کې د توریم کاربیډ **ThC** ، توریم اکساید **ThO_2** او توریم تیترافلوراید **ThF_4** د یورانیم او پلوتونیم له مرکبونو سره یو ځای په اټومي انرجۍ کې کاریږي.

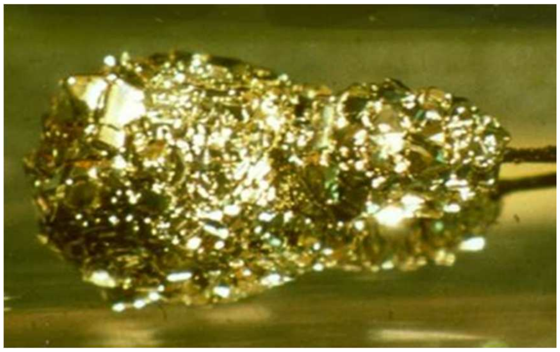
لکه څنگه چې د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د توریم ټولیزې زېرمې د یورانیمو تر زېرمو ۴-۳ گرایه زیاتې دي، نو اټومي انرژي کولای شي چې د توریم په کارونې سره د بشریت برېښنایي اړتیاوې د سلو کالو په موده په بشپړه توگه پوره او سمبال کړي.

پر اټومي انرژۍ سربېره توریم د فلز په ډول په بري سره په فلز ویلي کولو کې له مگنیزیم او نورو فلزونو سره په گډوله فلزونو کې کارېږي، گډوله فلزونو ته د کارونې لوړ کیفیت ورکوي چې هغه د ماتېدو او ډېرې تودوخې په وړاندې مقاومت دی.

توریم همدا راز د برېښنا په ځینو سامان الاتو، لکه برېښنایي گروپونو او نورو کې هم کارېږي. د توریم اکسایډ د تودوخې په لوړو درجو لرونکیو بټیو کې د مقاومت عنصر په توگه کارېږي. توریم او د ده مرکبونه په عضوي سینتېز کې د کتالیستونو په ترکیب کې کارېږي.

۹۱. پروټاکټینیم

پروټاکټینیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د اوومې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۹۱ او سېمبول یې **Pa** دی. د دې عنصر نوم په انگلیسي ژبه کې (**Protactinium**) او په روسي ژبه کې (**Протакти́ний**) دی. پروټاکټینیم د اکټینیډې گروپ له عنصرونو څخه دی. دا یو ځلاند، سپینو زرو ته ورته رنگ لرونکی، ډېر راډیو اکتیفي فلز دی، چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (۷۴۴۰-۱۳-۳) ده.



انځور : پروټاکټینیم یو ځلاند ، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی، ډېر راډیواکټیفي فلز دی

تاریخچه او د نامه ریښه یې

پر ۱۹۱۳ ز کال امریکایي فیزیکپوه او کیمیاپوه «کازیمیرز فاجانس» (۱۸۸۷-۱۹۷۵) او «اوسوالډ هیلموت ګیورینګ» (۱۸۸۹-؟) د یورانیمو د تجزیې په توکیو کې د (${}^{234}Pa$) UX_2 ایزوټوپ وموند چې نیمایي عمر یې نږدې یوه دقیقه دی او د لنډ عمر لامله د «بربویم»، چې په لاتیني ژبه کې له (**brevis**) څخه اخیستل شوی چې د «لنډ» مانا لري، په نامه نومول شوی دی. تر دې وروسته «بلېک»، الماني کیمیاپوه «اوتو هان» (۱۸۷۹-۱۹۲۸) او اتریشۍ فیزیکپوه او راډیوکیمیاپوه «لیزا میټنر» (۱۸۷۸-۱۹۶۸) له ټېنټالیم **Ta** سره د UX_2 ورته والی کشف کړ.

پر ۱۹۱۸ ز کال «هان» او «میټنر» په یورانینیټ (کیمیایي فورمول یې له UO_2 څخه تر U_3O_8) مینرال کې، او له دوی څخه په خپلواک ډول انګلیسي راډیوکیمیاپوه پر ۱۹۲۱ ز کال د کیمیا په څانګه کې د نوبل ډالۍ ګټونکي «فریډیریک سوډي» (۱۸۷۷-۱۹۵۶) او «کرینسټون» د پروټاکټینیم د اوږده عمر لرونکی ایزوټوپ کشف کړ او دا عنصر په دې نامه ځکه نومول شوی چې دی تر اکټینیم مخکې وو.

لکه څنګه چې پروټاکټینیم د اکټینیم د بنسټ ايښودونکي په توګه خدمت کوي (د پروټاکټینیم د ^{۲۳۱}**Pa** ايزوټوپ د الفا- تجزيې پر مهال د اکټینیم د ^{۲۲۷}**Ac** ايزوټوپ جوړيږي)، نو له دې کبله ده ته همدا اوسنی نوم ورکړ شو.

کانونه يې

پروټاکټینیم د يورانيمي کاني ډېرو په ترکيب کې ګډون لري چې د امريکا متحدو ايالتونو، سويډن، کانګو، اسپانيا، چېک جمهوريت، د سويلي افريقا جمهوريت، روسيې، کاناډا او مراکش په خاورو کې موندل کيږي.

ايزوټوپونه يې

د پروټاکټینیم کيميايي عنصر پايښت لرونکي (تلپاتې) ايزوټوپونه نه لري. دا عنصر ۲۹ راديواکټيفي ايزوټوپونه لري چې د کتلو شمېرې يې له ۲۱۲ څخه پيل او پر ۲۴۰ پای ته رسيږي. له دې شمېر څخه يې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي يو د ^{۲۳۱}**Pa** ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۳۲۷۶۰ کاله دی. بل يې د ^{۲۳۳}**Pa** ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۲۷ ورځې دی. بل يې هم د ^{۲۳۰}**Pa** ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۱۷,۴ ورځې دی. د نورو ټولو ايزوټوپونو نيمايي عمر يې تر ۱,۲ ورځې لنډ دی، د ډېری هغو نيمايي عمر يې تر ۱,۸ ثانيو هم لنډ دی. پروټاکټینیم دوه هسته يي ايزوميرونه هم لري چې د ^{۲۱۷m}**Pa** ايزومير نيمايي عمر يې ۱,۲ ميکروثانيې دی، او د ^{۲۳۴m}**Pa** ايزومير نيمايي عمر يې ۱,۱۷ دقيقې دی.

د دې عنصر د سپکو ياني له ۲۱۲ څخه پيل او د ۲۳۱ شمېرې په ګډون ايزوټوپونو د تجزيې ډول الفا-تجزيه دی، او د درنو ايزوټوپونو ياني له ۲۳۲ څخه پيل او د ۲۴۰ شمېرې په ګډون ايزوټوپونو د تجزيې ډول بېټا-منفي-تجزيه دی. د لومړۍ برخې ياني له ۲۱۲ څخه پيل او د

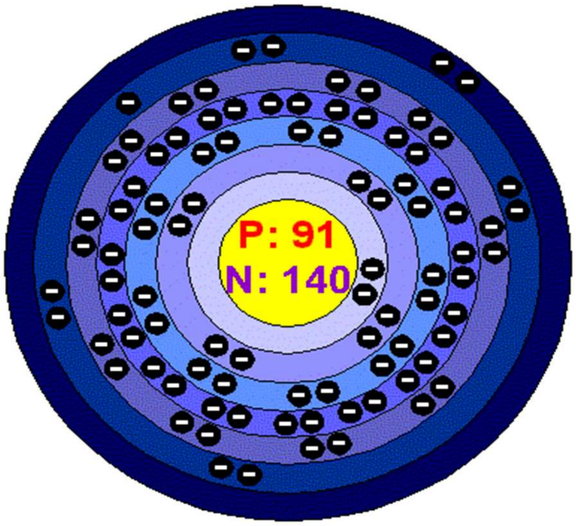
۲۳۱ شمېرې په ګډون سپکو ایزوټوپونو د تجزیې په پایله کې د اکټینیم Ac ایزوټوپونه جوړېږي، او د دویمې برخې یانې درنو ایزوټوپونو د تجزیې په پایله کې یې د یورانیمو U ایزوټوپونه جوړېږي.

د پروټاکټینیم اتوم

د پروټاکټینیم د اتوم هسته له ۹۱ پروټونونو او ۱۴۰ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۹۱ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شا و خوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۷ انرژیکي سوېې لري. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۲، په پینځمه کې یې ۲۰، په شپږمه کې یې ۹، او په اوومه انرژیکي سویه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۳۱ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د پروټاکټینیم اتومي کتله **۲۳۱,۰۳۵۸۸** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول **[Rn] $5f^{2}\ 6d^{1}\ 7s^{2}$** سره ښودل کېږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې ۱۶۱ پ. م دی.



انځور: د پروټاکټینیم د اتوم جوړښت

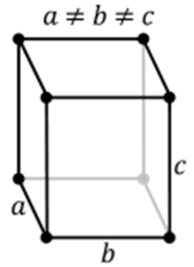
فیزیکي خواص یې

- د پروټاکټینیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۱۵,۳۷** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ. په شمېر **۱۵۲۸** ده. (د ک په شمېر ۱۸۴۱ ده).
- د ایشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۴۰۲۷** ده. (د ک په شمېر ۴۳۰۰ ده) .
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۱۲,۷** کیلوجوله\موله دی.
- د براس تودوالی یې **۴۸۱,۲** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۷,۷** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې **۱۵,۰** س. م. م\ موله دی دی.

پروټاکټینیم یو سپین او خړ رنګ لرونکی فلز دی، د کلکوالي له پلوه یورانیمو ته نږدې دی. د تودوخې په **۲** کیلوین درجو کې د برېښنا ډېر تېروونکی وي.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د پروټاکټینیم د بلوري جالۍ جوړښت څلورخنډیز (تیتراګونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې **a=۳,۹۲۵ c=۳,۲۳۸** انګسترومه دی.



انځور: د پروټاکټینیم د بلوري جالۍ جوړښت څلورخنډیز (تیتراګونال) سېستم لري

کیمیایي خواص یې

- د پروټاکټینیم د ایون نیمایي قطر (**e ۵**+) **۸۹** (**e ۳**+) **۱۱۳** پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې **۱,۵** پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک یې **Th←Th**⁴⁺ **−۱,۸۳** ، **Th←Th**²⁺ **۰,۷** ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې **۵** ، **۴** دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۰,۰ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۰,۰۰) الکترون ولټه ده.

پروټاکټینیم په هوا کې زیاتره د مونواکسایډ په نري قشر پوښل کیږي. له هایډروجن **H_2** سره د تودوخې په **۲۵۰-۳۰۰** س. ګ درجو کې په اسانۍ تعامل کوي او پروټاکټینیم

هایډرید PaH_3 جوړوي. له ایوډینو I_2 سره د پېچلي ترکیب الوتونکي ایوډایډونه جوړوي
.

کارونه یې

له دې لامله چې پروټاکټینیم د ځمکې په پاسني کلک قشر کې ډېر لږ دی او ډېر یو زهرجن عنصر دی، نو کارونه یې هم ډېر محدود ډګر لري او هغه اټومي سونتوکیو ته د اضافي توکي په توګه وراضافه کول دي. یو ټن یورانیم ۰,۳۴ ګرامه پروټاکټینیم لري.

زهریت یې

پروټاکټینیم او د ده مرکبونه ډېر راډیواکتیفي او زهرجن دي. په هوا کې په یو ډول او برابرې کچې سره پروټاکټینیم-۲۳۱ د ایروسول په بڼه تر هایډروجن سیانید HCN ۲۵۰ میلیون ګرایه زهرجن دی. مرګونی ډوز (LD۵۰) یې په یو کیلوګرام کې ۰,۰۰۰۰۴ میکروګرامه دی. د انسان اورګانیزم ته د پروټاکټینیم د ننوتو بې خطره لوړترینه کچه ۰,۰۳ میکروکیوري ده چې له ۰,۵ میکروګرامو سره برابره ده.

۹۲. یورانیم

یورانیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د اوومې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۹۲ او سېمبول یې U دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (Uranium)، په انګلیسي کې (Uranium) او په روسي ژبه کې (Ура́н) دی. دا یو دروند، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی، بڼوی غوندې فلز، له اکټینیډي عنصرونو څخه او رادیواکتیفي

عنصر دی. د یورانیمو اتومي کتله ۲۳۸,۰۲۹ اتومي واحده او د ثبت د سي اې اېس (CAS) شمېره يې (۱-۶۱-۷۴۴۰) ده.

انځور: یورانیم یو دروند، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی، ښوی رادیواکتیفي فلز دی

تاریخچه يې

لا په لرغونيو زمانو کې (د مخزېږد په لومړۍ پېړۍ کې) د یورانیمو طبيعي اکسايډ د سيراميکو لوښيو لپاره د کاشي په جوړولو کې کارېده. د یورانیمو په پېښندلیک کې لومړنی مهم کال ۱۷۸۹ ز وو، کله چې الماني کيمياپوه «مارتين هاينريش کلاپروت» (۱۷۴۳-۱۸۱۷) له ساکسوني کاني ډبرې ځخه زرينه- زېړه «خاوره» او تور رنګ لرونکي فلز ته ورته توکی بېل کړ. «کلاپروت» دا توکی يو عنصر وګاڼه او تر دې پېښې ۸ کاله وړاندې انګليسي ستورپوه «ويليام هيرشل» (۱۷۳۸- ۱۸۲۲) کشف کړي ګرزنده ستوري (سيارې) اورانوس په ویاړ يې د «یورانیم، اورانيم» نوم پر کېښود. د «کلاپروت» یورانیم ۵۰ کاله فلز ګڼل کېده. خو پرانسي کيمياپوه «اېژن ميلکيور پيليګوټ» (۱۸۱۱-۱۸۹۰) پر ۱۸۴۱ ز کال دا ثبوت کړه چې له فلزي ځلا سره سره د «کلاپروت» یورانیم عنصر نه، بلکې د یورانیم

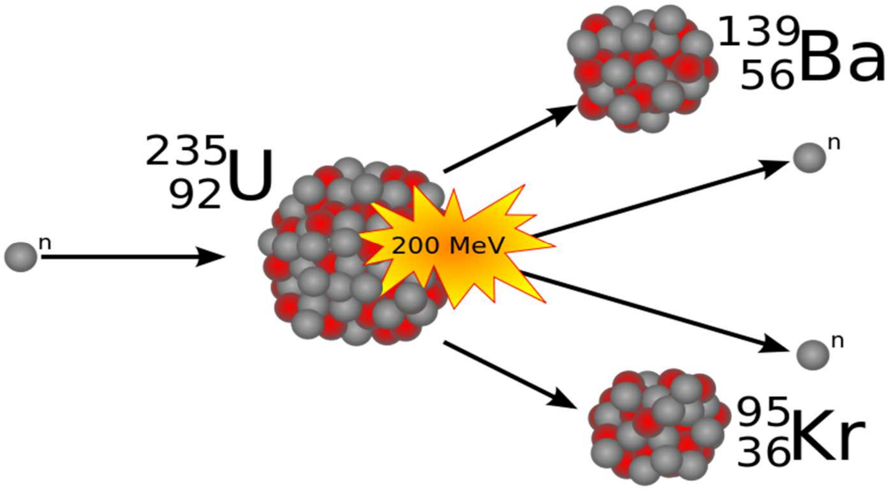
ډای اکسایډ UO_2 دی. پر ۱۸۴۰ ز کال «پیلیګوټ» وکړای شول چې اصلي نړه، درونډ، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی یورانیم لاس ته راوړي، اټومي وزن یې مالوم او وټاکي. د یورانیمو په څېړنه کې بل راتلونکی ګام روسي کیمیاپوه «دمیتري ایوانوویچ مېنډېلېېف» (مندلیف) (۱۸۳۴-۱۹۰۷) پر ۱۸۷۴ ز کال پورته کړ. «مندلیف» د ده له خوا د کیمیایي عنصرونو پر جوړ شوي دوره یي جدول باندې تکیې سره یورانیم د جدول په ډېره لرې خانه کې ځای پر ځای کړ. پخوا د یورانیمو اتومي وزن پوره ۱۲۰ ګڼل کېده. ستر کیمیاپوه «مندلیف» دا عدد دوه ګرایه کړ. د مندلیف وړاندلیدنه ۱۲ کاله وروسته الماني کیمیاپوه «سیمیرمان» په تجربو سره تصدیق کړه.

پرانسي کیمیاپوه «انتوان هینري بیکریل» (۱۸۵۲-۱۹۰۸) پر ۱۸۹۲ ز کال نابېره د بیکریل وړانګې کشف کړې. د دغو وړانګو د خوشې کېدو ښکارنده وروسته پولېنډۍ کیمیاپوه «ماریيا سکلودوفسکایا کیوري» (۱۸۲۷-۱۹۳۴) د راډیواکټیویټي (**Radioactivity**) یا راډیواکتیفیت په نامه ونوموله. پر همدې مهال پرانسي کیمیاپوه «فیردیناند فریدیریک هنري مواسان» (۱۸۵۲-۱۹۰۷) وکړای شول چې د نړه فلزي یورانیم د لاس ته راوړلو مېتود کشف کړي. پر ۱۸۹۹ ز کال برتانوي هسته یي فیزیکپوه، پر ۱۹۰۸ ز کال د کیمیا په څانګه کې د نوبل ډالۍ ګټونکي «ارنست رادرفورډ» (۱۸۷۱-۱۹۳۷) مالومه کړه چې د یورانیمي توکیو وړانګه یوه نه ده، یانې چې دوه ډوله وړانګې لري او هغه د الفا او بېتا وړانګې دي. دوی بېلابېل برېښنایي چارج لري؛ په توکي کې د دوی منډه او د ایون جوړولو وړتیا یو ډول نه ده. لږ وروسته د ۱۹۰۰ ز کال په مې میاشت کې «پول ویار» د وړانګې دربیم ډول یانې ګاما-وړانګه کشف کړه.

«ارنست رادرفورډ» پر ۱۹۰۷ ز کال د راډیواکتیفي یورانیم او توریم د څېړنې پر مهال د مینرالونو د عمر د مالومولو لومړنۍ تجربې وکړې. ده دا تجربې له بل انګلیسي راډیوکیمیاپوه، پر ۱۹۲۱ ز کال د کیمیا په څانګه کې د نوبل ډالۍ ګټونکي «فریډیریک سوډي» (۱۸۷۷-۱۹۵۶) سره په ګډه د جوړې کړې راډیواکتیفیت تورۍ پر بنسټ وکړې.

پر ۱۹۳۸ ز کال الماني کیمیاپوه «اوتو هان» (۱۸۷۹-۱۹۶۸)، چې پر ۱۹۴۴ ز کال یې د کیمیا په څانګه کې د نوبل ډالۍ ګټلې، او بل الماني فیزیکپوه او کیمیاپوه «فریتز شتراسمن» (۱۹۰۲- ۱۹۸۰) یوه نه وړاندویونکې ښکارنده کشف کړه او هغه د نیوترونونو پر مټ د یورانیمو د هستې له وړانګې ورکولو سره پېښېدونکې ده. د خپلواک نیوترون د اشغال پر مهال د یورانیمو د ^{235}U ایزوټوپ هسته وېشل کېږي، او هممهال ورسره (د یورانیم د یوې هستې د محاسبې په شمېر) د ټوټو او وړانګو د حرکي انرژۍ لامله ډېره انرژي ازادېږي. وروسته د دغې ښکارندې تیوري اتریشۍ فیزیکپوه او رادیوکیمیاپوه «لیزا میټنر» (۱۸۷۸-۱۹۶۸) او انګلیسي فیزیکپوه اټومپوه «اوټو رابرټ فریش» (۱۹۰۴-۱۹۷۹) ثبوت کړه. همدا راز له دوی څخه په خپلواک ډول «هوتفرید فون دروستې» او «زیګفرید فلیوګه» هم ثبوت کړه. دا کشف د دې سبب شو چې د اټوم دننه انرژي هم د پوځي او هم د سوله ییزې کارونې لپاره سرچینه شوه.

پر ۱۹۳۹-۱۹۴۰ز کلونو شوروي او روسي فیزیکپوه او فیزیکي کیمیاپوه «یولي باریسوویچ خاریتون» (۱۹۰۴-۱۹۹۶) او بل شوروي فیزیکپوه او کیمیاپوه اکاډمیسین «یاکوف باریسوویچ زېلدوویچ» (۱۹۱۴-۱۹۸۷) لومړی ځل په تیوریکي ډول دا وښوده چې د یورانیم-۲۳۵ پر مټ د یورانیمو په لږ غني کولو سره کېدای شي چې د اټومي هستې د پرله پسې وېش لپاره شرایط چمتو شي، مانا دا چې بهیر ته ځنځیري خاصیت ورکړ شي.



انځور: د یورانیمو د ^{۲۳۵}U ایزوټوپ د وېش نقشه

په طبیعت کې د یورانیمو شتون

یورانیمو په طبیعت کې ډېره پراختیا موندلې. د ځمکې په پاسني کلک قشر کې یې کچه د وزن له پلوه ۰،۰۰۰۳ سلنه ده. د سمندري اوبو په یو لیټر کې یې کچه ۳ میکروګرامه ده. د ځمکې په لیتوسفیر قشر کې، چې ۲۰ کیلومتره پرېږ دی، د یورانیمو کچه $۱,۳\cdot۱۰^{۱۴}$ ټنه، او په سمندري اوبو کې $۱۰^{۱۰}$—$۱۰^{۹}$ B ټنه ارزول کیږي.

یورانیم په توریمي او د کمپېښه خاورینو عنصرونو په مینرالونو کې د یوې برخې په توګه شتون لري، په داسې مینرالونو کې لکه الانیټ، ټیټانیټ $CaTiO_3[SiO_4]$، مونازیټ $(La,Ce)PO_4$، زیرکون $ZrSiO_4$، کسینوټیم YPO_4 او نورو کې. تر ټولو ډېرې مهمې یورانیمي کاني ډېرې یورانینیټ (فورمول یې له UO_2 څخه تر U_3O_8) او کارنوټیټ $K_2(UO_2)_2(VO_4)_2\cdot3H_2O$ دي. هغه بنسټیز مینرالونه چې له یورانیمو سره ملګري وي هغه مولیبډینیټ MoS_2، ګالینا PbS، کوارتز SiO_2، کلسیټ $CaCO_3$، یلیټ

(هایډروموسکوویټ) $(K_{0.75}(H_3O)_{0.25})Al_2(Si_3Al)O_{10}((H_2O)_{0.75}(OH)_{0.25})_2$ او نور دي
.

۱ . د مینرال نوم اورانینیټ، د مینرال بنسټیز ترکیب $UO_2, UO_3 + ThO_2, CeO_2$ ، د یورانیمو کچه پکې **۲۵**-۷۴ سلنه.

۲ . د مینرال نوم کارنوټیټ، د مینرال بنسټیز ترکیب $K_2(UO_2)_2(VO_4)_2 \cdot 2H_2O$ ، د یورانیمو کچه پکې **۵۰** ~ سلنه.

۳ . د مینرال نوم کازولیټ، د مینرال بنسټیز ترکیب $PbO_2 \cdot UO_3 \cdot SiO_2 \cdot H_2O$ ، د یورانیمو کچه پکې **۴۰** ~ سلنه.

۴ . د مینرال نوم سامارسکیټ، د مینرال بنسټیز ترکیب $(Y, Er, Ce, U, Ca, Fe, Pb, Th) \cdot (Nb, Ta, Ti, Sn)_2O_6$ ، د یورانیمو کچه پکې ۳ .**۱۵**-۱۴ سلنه.

۵ . د مینرال نوم برانیریټ، د مینرال بنسټیز ترکیب $(U, Ca, Fe, Y, Th)_3Ti_5O_{16}$ ، د یورانیمو کچه پکې ۴۰ سلنه.

۶ . د مینرال نوم تیویامونیټ، د مینرال بنسټیز ترکیب $CaO \cdot 2UO_3 \cdot V_2O_5 \cdot nH_2O$ ، د یورانیمو کچه پکې **۵۰**-۲۰ سلنه.

۷ . د مینرال نوم زیونیریټ، د مینرال بنسټیز ترکیب $Cu(UO_2)_2(AsO_4)_2 \cdot nH_2O$ ، د یورانیمو کچه پکې **۵۰-۵۳**سلنه.

۸ . د مینرال نوم اوټینیټ، د مینرال بنسټیز ترکیب $Ca(UO_2)_2(PO_4)_2 \cdot nH_2O$ ، د یورانیمو کچه پکې **۵۰** ~ سلنه.

۹ . د مینرال نوم شروکینګیریټ، د مینرال بنسټیز ترکیب $Ca_3NaUO_2(CO_3)_3SO_4(OH)\cdot 9H_2O$ ، د یورانیمو کچه پکې **۵۰** ~ سلنه.

۱۰ . د مینرال نوم اورانوفان، د مینرال بنسټیز ترکیب $CaO\cdot UO_2\cdot 2SiO_2\cdot 6H_2O$ ، د یورانیمو کچه پکې **۵۷** ~ سلنه.

۱۱. د مینرال نوم فیرګوسونیټ، د مینرال بنسټیز ترکیب $(Y, Ce)(Fe, U)(Nb, Ta)O_4$ ، د یورانیمو کچه پکې ۰.۲-۸ سلنه.

۱۲ . د مینرال نوم توربرنیټ، د مینرال بنسټیز ترکیب $Cu(UO_2)_2(PO_4)_2\cdot nH_2O$ ، د یورانیمو کچه پکې **۵۰** ~ سلنه.

۱۳. د مینرال نوم کوفینیټ، د مینرال بنسټیز ترکیب $U(SiO_4)(OH)_4$ ، د یورانیمو کچه پکې **۵۰** ~

سلنه.

انځور: د یورانیمو مینرال اورانینیټ، کیمیایي فورمول یې له UO_2 څخه تر U_3O_8 پورې، له **۲۵** تر **۷۴**سلنې یورانیم لري

کانونه یې

روسیه د یورانیمو د زېرمو له پلوه تر استرالیا او قزاقستان وروسته په نړۍ کې دریېم ځای لري. د روسیې په کانونو کې نږدې **۵۵۰** زره ټنه یورانیم شتون لري، یا د نړۍ د ټولو یورانیمي زېرمو څه کم ۱۰ سلنه لري. له هغوی څخه یې نږدې **۶۳** سلنه د ساخا یاکوتیا جمهوریت په خاوره کې متمرکز ده.

ایزوټوپونه یې

یورانیم یو طبیعي راډیواکتیفي عنصر دی چې پایښت لرونکي ایزوټوپونه نه لري. طبیعي یورانیم له دریو ایزوټوپونو جوړ دی او دا درې ایزوټوپونه یو د ^{۲۳۸}U ایزوټوپ چې ایزوټوپي خپرېدنه یې **۹۹,۲۷۵۲** سلنه او نیمايي عمر یې $٤,٤٦٨\cdot ١٠^{٩}$ کاله دی. بل یې د یورانیم-**۲۳۵** ایزوټوپ چې ډېروالی (ایزوټوپي خپرېدنه) یې ۰,۷۲۰۰ سلنه ده او نیمايي عمر یې $٧,٠٤\cdot ١٠^{٨}$ کاله دی. دریېم یې یورانیم-**۲۳۴** ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې ۰,۰۰**۵۵** سلنه، نیمايي عمر یې $٢,٤٥٥\cdot ١٠^{٥}$ کاله دی. وروستی ایزوټوپ یانې **۲۳۴** شمېره یې اصلي نه بلکې راډیوجینیک ایزوټوپ دی، دی د یورانیم ^{۲۳۸}U په ځنځیر کې ګډون لري. دا درې واړه ایزوټوپونه رادیواکتیفي دي. له دوی څخه یې د یورانیم-۲۳۸ ایزوټوپ تر ټولو ډېر خپور شوی او د اوږده عمر لرونکی دی چې د ځمکې عمر ته یې عمر نږدې دی.

د طبیعي یورانیمو راډیواکتیفیت په ټوله کې د دوی د یورانیم-۲۳۸ ایزوټوپ او له ده څخه د بل جوړ شوي (daughter nuclide) یورانیم-**۲۳۴** ایزوټوپ لامله دی. په انډول کې د دوی منځنی فعالیت سره برابر دی. د یورانیم-**۲۳۵** ایزوټوپ منځنی فعالیت د یورانیم-۲۳۸ ایزوټوپ تر منځني فعالیته ۲۱ ګرایه ډېر دی.

تر اوسمهاله د یورانیمو ۲۳ مصنوعي راډیواکتیفي ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۲۱۷ څخه پیل او پر ۲۴۲ پای ته رسیږي. له دوی څخه یې تر ټولو ډېر مهم د ^{233}U ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې $1{,}59 \cdot 10^{5}$ کاله دی، د نیوترونونو پر مټ د توریم عنصر د ^{232}Th ایزوټوپ ته په وړانګې ورکولو سره لاس ته راځي او د تودوخیزو نیوترونونو تر اغېز لاندې وېشل کیږي چې د اټومي بټیو لپاره د اوږدمهاله سونتوکي په توګه وړتیا خپلوي. د یورانیمو تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی ایزوټوپ، چې په طبیعت کې نه موندل کیږي، د ^{236}U ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې $2{,}39 \cdot 10^{7}$ کاله دی.

د یورانیم-۲۳۸ او یورانیم-۲۳۵ ایزوټوپونه د دوو راډیواکتیفي ځنځیرونو بنسټ اېښودونکي دي. د دغو ځنځیرونو وروستي یا د پای عنصرونه د سرپو ^{206}Pb او ^{207}Pb ایزوټوپونه دي.

لاس ته راوړل یې

د یورانیمو د تولید لومړی پړاو متمرکزیت دی، او هغه دا چې د یورانیمو کاني ډبرې وړیږي او له اوبو سره یې ګډوي. درنې ترکیبې برخې یې ژر تل ته ښکته کیږي. که چیرې کاني ډبرې د یورانیمو لومړني مینرالونه ولري نو دوی ژر تل ته ښکته کیږي. د یورانیمو دویمګړي مینرالونه سپک دي. په دې حالت کې عادي تشه خاوره او اضافي توکي تر ټولو مخکې تل ته ښکته کیږي (دا خاوره تل تشه او بې ګټې نه وي، کېدای شي چې په هغې کې ډېر ګټور عنصرونه وي، له هغه شمېر څخه یورانیم هم).

دویم پړاو یې د ټینګتوکیو محلول کول دی (ډېری مهال د اوبو محلول) یانې د یورانیمو محلول کول دي. په تېزابو او الکلیو باندې مینځل کیږي. تېزابي ځېل (وریانټ) یې ارزان دی، ځکه چې له نورو توکیو څخه د یورانیمو د راایستلو لپاره سولفوریک اسیډ H_2SO_4 کاریږي. خو که چیرې په بنسټیز او لومړني اومه توکي کې، لکه په یورانینیټ مینرال کې

یورانیم په څلورظرفیتي حالت کې وي، بیا نو دا مېتود ورته د کارولو وړ نه دی، ځکه چې څلورظرفیتي یورانیم په سولفوریک اسیډ کې نه حلیږي. په دې حالت کې اړینه ده چې په الکلیو کې یې د مینځلو کار وشي، یا خو یورانیم په مقدماتي ډول تر شپږ ظرفیتي حالته اکسایډ شي.

که چیرې یورانیمي ټینگتوکی (کونسنترات) د ډولومیټ $(CaMg)(CO_3)_2$ یا مگنیزیټ $MgCO_3$ مینرالونه ولري، بیا یې نو په تېزابو مینځل هم منع دي، ځکه چې له سولفوریک اسیډ سره تعامل کوي. په دې حالت کې له سوډیم هایډروکسایډ **NaOH** څخه کار اخیستل کیږي.

له کاني ډبرو څخه د یورانیمو رابېلول او مینځل د اکسیجن پر مټ په پوکولو ترسره کیږي. د یورانیمو د کاني ډبرو مخلوط د س. گ تر ۱۵۰ درجو تودوخې پورې سور کیږي، بیا له سولفیډي مینرالونو سره یو ځای د اکسیجن بهیر ورکوي. په دې وخت کې له سولفوري مینرالونو څخه سولفوریک اسیډ جوړیږي او همدغه سولفوریک تېزاب یورانیم مینځي.

د لاس ته راوړلو دربیم پړاو یې له لاس ته راغلي محلول څخه د یورانیمو بېلول دي. د دې لپاره اوسني عصري مېتودونه ایکسترېکشن (**Extraction**) او ایوني تبادله ده چې کولای شي دا ستونزه هواره کړي.

محلول په خپل ترکیب کې نه یوازې یورانیم لري بلکې نور کتیونونه هم لري. له دوی څخه یې ځینې په ټاکلیو شرایطو کې داسې سلوک لري لکه د یورانیم. د هماغو عضوي حل کوونکیو پر مټ سره جلا کیږي، د ایوني تبادلې په هماغو مومي توکیو (**resin**) باندې تل ته ښکته کیږي، په هماغو شرایطو کې ختېځل کیږي. ځکه خو د یورانیمو د انتخابي بېلونې لپاره دې ته اړتیا پیدا کیږي، د دې لپاره چې هر څل له یو یا څو اضافي ناکاره مل توکیو څخه پاک شي، اړینه ده چې د (**reduction and oxidation**) ډېر تعاملونه وکاریږي.

د ایوني تبادلې مېتودونه دا ښه والی لري چې دا شونتیا ورکوي یورانیم په بشپړ ډول له نیستمنو محلولونو څخه راوایستل شي (په یو لیتر کې د یورانیمو کچه د ګرام لسګونې برخې دي).

تر دغو عملیو وروسته یورانیم جامد حالت ته راولي یانې له اکسایډونو څخه یې په یوه اکسایډ یا هم په یورانیم تیترافلوراېډ UF_4 اړوي. خو دا یورانیم باید چې د تودوخیزو نیوترونونو د اشغال د لوېې مقطع بورون B ، کاډمیم Cd ، هافنیم Hf لړ لړ توکیو څخه هم پاک کړای شي. په وروستي چاڼل شوي توکي کې د دوی کچه باید چې د سلنې له سلو زرو او میلیونمې برخې څخه زیاته نه وي. د دغو لړ لړ توکیو د لرې کولو لپاره د یورانیمو تخنیکي نږه مرکب په نایټریک اسیډ HNO_3 کې حلیږي. دا مهال اورانیل نایټراټ $UO_2(NO_3)_2$ جوړیږي، چې په ایکستربکشن عملیه کې د ترای بوټیل فاسفاټ $C_{12}H_{27}O_4P$ او ځینو نورو توکیو پر مټ په اضافي ډول تر اړینې کچې پاکیږي. تر دې وروسته دا توکی بلوري کیږي یا هم پراکسایډ $UO_4 \cdot 2H_2O$ ختېبل کیږي او په احتیاط یې په سور کولو (تودوخې ورکولو) پیل کوي. د دې عملیې په پایله کې د یورانیم ترای اکسایډ UO_3 جوړیږي چې د هایډروجن H_2 پر مټ تر یورانیم ډای اکسایډه رسول کیږي.

خو پر یورانیم ډای اکسایډ UO_2 باندې د تودوخې له ۴۳۰ څخه تر ۶۰۰ س. ګ درجو کې ګازي هایډروجن فلوراېډ Hf اچول کیږي (ورسره ګډیږي) او یورانیم تیترافلوراېډ UF_4 ترې لاس ته راځي. له دې مرکب څخه د کلسیم Ca یا مګنیزیم Mg په مرسته فلزي یورانیم بشپړیږي او لاس ته راځي.

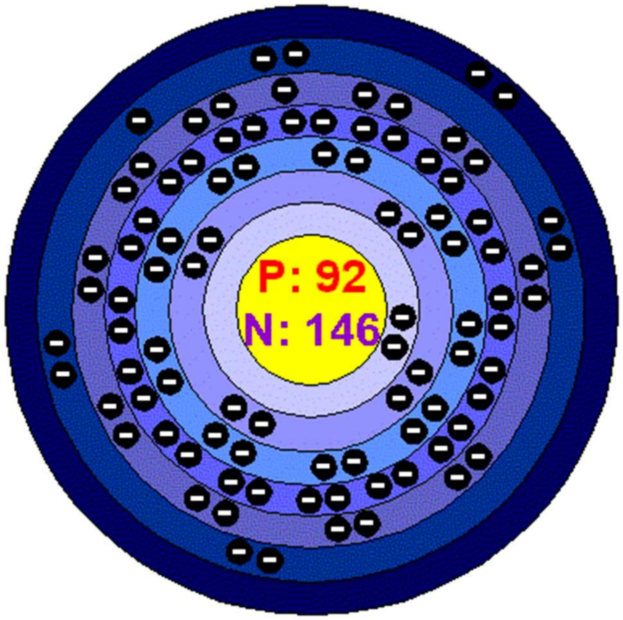
د یورانیمو اتوم

د یورانیمو د اتوم هسته له ۹۲ پروتونونو او ۱۴۶ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۹۲ الکترونونه هم شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې

عنصر اتوم ۷ انرژیکي سویې لري، په بله وینا د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۷ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په دریمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۲، په پنځمه کې یې ۲۱، په شپږمه کې یې ۹، او په اوومه انرژیکي سویه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۳۸ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د یورانیمو اتومي کتله۲۳۸,۰۲۸۹۱ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[Rn]\ 5f^{3}\ 6d^{1}\ 7s^{2}$ سره ښودل کېږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې ۱۳۸ پ. م دی.



انځور: د یورانیمو د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

- د يورانيمو کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې **۱۹,۰۵** گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۱۱۳۲,۲ ده. (د ک په شمېر **۱۴۰۵,۳** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۴۱۳۱ ده. (د ک په شمېر ۴۴۰۴ ده) .
- د ويلي کېدو تودوالی يې **۱۲,۲** کيلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی يې **۴۱۷** کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې **۲۷,۲۷** جوله\(کيلوين.موله) دی.
- مولي حجم يې **۱۲,۵** س. م. م\موله دی.

يورانيم ډېر دروند، سپينو زرو ته ورته رنگ لرونکی ښوی فلز دی. نرم بڼه يې تر پولادو لږ نرمه ده، د ځټک وهلو وړتيا لرونکی، د کږولو راکږولو وړ، په خپل بهرني ډگر کې د مقناطيسي کېدو لږ لږ خواص لري. يورانيم درې بلوري (کريستالي) بڼې لري چې هغه دا دي:

۱. د الفا-يورانيم $\alpha - U$ بڼه، د تودوخې تر **۲۲۷,۷** س. گ درجو پورې ثابته ده، د بلوري جالۍ جوړښت يې معيني (اورتورومبيک) سېستم لري، فضايي گروپ يې **C mcm** دی، د واحد سلول پارامترونه يې **a =** ۰,۲۸۵۸ نانومتره، **b =** ۰,۵۸۷۷ نانومتره ، **c =** ۰,٤۹٥٥ نانومتره ، **Z =** ٤ دي.

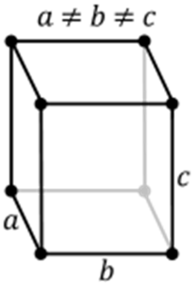
۲. د بېتا-يورانيم $\beta - U$ بڼه، د تودوخې له **۲۲۷,۷** څخه تر **۷۷۴,۸** س. گ درجو کې ثابته ده، د بلوري جالۍ جوړښت يې څلورڅنډېز (تيترا گونال) سېستم لري، فضايي گروپ يې **P**

٤٢/mnm دی، د سلول پارامترونه یې ۱,۰۷۵۹ = a نانومتره، ۰,٥٦٥٦ = c نانومتره، ۳۰ = Z دي.

۳. د گاما-یورانیم $\gamma - U$ بڼه، د تودوخې له ۷۷۴,۸ څخه د ویلې کېدو تر ټکي پورې شتون لري، د بلوري جالۍ جوړښت یې مکعبي سېستم لري، فضایي گروپ یې I m۳m دی، د سلول پارامترونه یې ۰,۳٥۲٤ = a نانومتره، ۲ = Z دي.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د یورانیمو د بلوري جالۍ جوړښت معیني (اورتورومبیک) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې a=۲,۸٥٤ b=٥,۸۷۰ c=٤,۹٥٥ دي.



انځور: د یورانیمو د بلوري جالۍ جوړښت معیني (اورتورومبیک) سېستم لري

کیمیایي خواص یې

- د یورانیمو کوالینسي نیمایي قطر ۱۴۲ پ. م دی.
- د ایون نیمایي قطر یې (e ۲+) ۸۰ ($4e$+) ۹۷ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۱,۳۸ پاولینگه دی.
- الکترودي ځواک یې ۱,۳۸- $U \leftarrow U^{4+}$ ، ۱,٦٦- $U \leftarrow U^{3+}$ ، ۰,۱- $U \leftarrow U^{2+}$ ولټه دی.

- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۲ ، ۵ ، ۴ ، ۳ دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۶۸۶٫۴ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۷٫۱۱) الکترون ولټه ده.

یورانیم کولای شي چې د اکسایډ جوړولو له ۳+ څخه تر۶+ درجې وښیي. دا یو ډېر کیمیایي فعال عنصر دی. په هوا کې ژر اکسایډ کیږي او د اکسایډ په داسې قشر پوښل کیږي چې د سرې زرغونې په څېر بېلابېل رنګونه لري. د یورانیمو ووړ پوډر په هوا کې پخپله اور اخلي. دی د تودوخې په ۱۵۰-۱۷۵ س. ګ درجو کې اور اخلي او ترای یورانیم اوکتوکسایډ U_3O_8 جوړوي. له نورو نافلزونو سره د فلزي یورانیم تعاملونه په لاندې ډول دي:

۱. یورانیم U له فلورینو F_2 سره د تودوخې په ۲۰ س. ګ درجو کې ډېر توپاني تعامل کوي او یورانیم هیګزافلورایډ UF_6 جوړوي.

۲. له کلورینو Cl_2 سره د تودوخې په ۱۸۰ س. ګ درجو کې (د واړه شوي یورانیم لپاره)، د تودوخې په ۵۰۰-۶۰۰ س. ګ درجو کې (د جامد یورانیم لپاره) تعامل کوي او د یورانیم تیتراکلورایډ UCl_4، یورانیم پینتاکلورایډ UCl_5 او یورانیم هیګزاکلورایډ UCl_6 مخلوط جوړوي.

۳. له برومینو Br_2 سره د تودوخې په ۶۵۰ س. ګ درجو کې ارام تعامل کوي، د یورانیم تیترابرومایډ UBr_4 جوړوي.

۴. له ایوډینو I_2 سره د تودوخې په ۳۵۰ س. ګ درجو کې ارام تعامل کوي او یورانیم ترای ایوډایډ UI_3 او یورانیم تیترا ایوډایډ UI_4 جوړوي.

۵ . له سولفور S سره د تودوخې په ۲۵۰-۳۰۰ س. گ درجو کې ارام تعامل کوي، د تودوخې په ۵۰۰ س. گ درجو کې سوځي، یورانیم ډای سولفیډ US_2 او ډای یورانیم ترای سولفید U_2S_3 جوړوي.

۶. له سیلینیم Se سره د تودوخې په ۲۵۰-۳۰۰ س. گ درجو کې ارام تعامل کوي، د تودوخې په ۵۰۰ س. گ درجو کې سوځي، د یورانیم ډای سیلینیډ USe_2 او یورانیم سیسیکوی سیلینیډ U_2Se_3 جوړوي.

۷. له نایټروجن N_2 سره د تودوخې په ۴۵۰-۷۰۰ س. گ درجو کې د N تر فشار لاندې په ۱۳۰۰ درجو تودوخه کې تعامل کوي او د یورانیم نایټریډ $UN_{1.75}$، یورانیم ډای نایټریډ UN_2 او یورانیم مونونایټریډ UN جوړوي.

۸ . له فاسفورس P سره د تودوخې په ۶۰۰-۱۰۰۰ س. گ درجو کې تعامل کوي او ترای یورانیم تیترافاسفیډ U_3P_4 جوړوي.

۹ . له کاربون C سره د تودوخې په ۸۰۰-۱۲۰۰ س. گ درجو کې تعامل کوي، د یورانیم مونوکاربیډ UC او یورانیم ډای کاربیډ UC_2 جوړوي.

اوبه H_2O کولای شي چې د تودوخې په ټیټو درجو کې ورو ورو ، د تودوخې په لوړو درجو کې په چټکۍ یورانیم U وخوري، همدا راز د یورانیمو وړه شوې بڼه په زنگ وهلو کې ښکېل کړي:

$$U + 2H_2O \xrightarrow{t} UO_2 + 2H_2 \uparrow$$

یورانیم په تېزابونو او نیواکسایډ کوونکیو کې حلیږي او یورانیم ډای اکسایډ UO_2 جوړوي، یا د یورانیم مالگې U^{4+} جوړوي (په دې حالت کې هایډروجن H_2 ازادیږي) . یورانیم له اکسایډ جوړوونکیو تېزابونو سره لکه له نایټریک اسیډ HNO_3 او ټینگ

سولفوریک اسیډ H_2SO_4 سره د اورانیل UO_2^{2+} اړونده مالګې جوړوي. یورانیم د الکلیو له محلولونو سره تعامل نه کوي. که چیرې یورانیم کلک وڅنډل شي نو فلزي ذرې یې رڼا کوي.

د درې ظرفیتي یورانیمو مرکبونه

د (۳+) یورانیم مالګې (زیاتره هالیډونه) جوړوونکې او بشپړوونکې دي. د کوټې د هوا د تودوخې په درجو کې زیاتره ثابتې دي، خو د تودولو پر مهال د توکي تر مخلوطه اکسایډ کیږي. کلورین Cl_2 دوی تر یورانیم تیتراکلورایډه UCl_4 اکسایډ کوي او د سره رنګ لرونکي غیر ثابت محلولونه جوړوي چې پیاوړي جوړوونکي او بشپړوونکي خواص پکې ښیي:

$$4UCl_3 + 2H_2O \rightarrow 3UCl_4 + UO_2 + 2H_2 \uparrow$$

د درې ظرفیتي یورانیم (یورانیم **III**) هالیډونه د هایډروجن H_2 پر مټ د څلورظرفیتي یورانیمو (یورانیم **(IV)**) د هالیډونو د بشپړېدو پر مهال جوړیږي (د تودوخې په **۵۵۰-۵۹۰** س.ګ درجو کې):

$$2UCl_4 + H_2 \rightarrow 2UCl_3 + 2HCl$$

یا هم د هایډروجن ایوډایډ **HI** پر مټ د بشپړېدو پر مهال جوړیږي (د تودوخې په **۵۰۰** س. ګ درجو کې):

$$2UCl_4 + 2HI \rightarrow 2UCl_3 + 2HCl + I_2$$

همدا راز پر یورانیم هایډرېډ UH_3 باندې د هایډروجن هالیډ د اچولو پر مټ جوړیږي.

سرببره پر دې د درې ظرفيتي يورانيم هايډرېډ UH۳ شتون لري . دی کېدای شي چې په هايډروجن کې د يورانيمو پوډر ته تر ۲۲۵ س. گ درجو پورې تودوخې ورکولو سره لاس ته راشي، د تودوخې تر ۳۵۰ لوړو درجو کې تجزيه کيږي. د ده د تعامل لويه برخه، د ساري په توگه د اوبو له براسونو او تېزابونو سره تعامل، کېدای شي په سرسري ډول د تجزيوي تعامل په ډول ومنل شي چې ورپسې د فلزي يورانيم تعامل رامنځته کوي:

$$UH_3 + 3HCl \rightarrow UCl_3 + 3H_2 \uparrow$$

$$2UH_3 + 7Cl_2 \rightarrow 2UCl_4 + 6HCl$$

د څلور ظرفيتي يورانيم مرکبونه

(۴+) يورانيم داسې مالگې جوړوي چې زرغون رنگ لري او په اوبو کې په اسانۍ حليږي. دا مالگې تر شپږ ظرفيتي يورانيمه (يورانيم ۶+) پورې په اسانۍ اکسايډ کېدای شي.

د پېنځه ظرفيتي يورانيم مرکبونه

د پېنځه ظرفيتي يورانيم (يورانيم ۵+) مرکبونه ثابت نه دي او د اوبو په محلول کې له خپل ځان سره تعامل کوي:

$$2UO_2Cl \rightarrow UO_2Cl_2 + UO_2$$

د يورانيم V کلورايډ په ولاړ او ارام حالت کې يوه برخه له خپل ځان سره تعامل کوي:

$$2UCl_5 \rightarrow UCl_4 + UCl_6$$

او يوه برخه يې کلورين Cl۲ راجلا کوي:

$$2UCl_5 \rightarrow 2UCl_4 + Cl_2$$

د شپږ ظرفیتي یورانیم مرکبونه

د اکسایډ جوړلو ۶+ درجه له یورانیم ترای اکسایډ UO_3 سره سمون لري. په تېزابونو کې حلیږي او د UO_2^{2+} کټیون مرکبونه جوړوي:

$$UO_3 + 2CH_3COOH \rightarrow UO_2(CH_3COO)_2 + H_2O$$

د یورانیم ترای اکسایډ UO_3 (د کرومیم ترای اکسایډ CrO_3 ، مولیبډینیم ترای اکسایډ MoO_3 ، او تنګستن ترای اکسایډ په څېر) بېلابېل اوراناټ انیونونه جوړوي (تر هر څه ړومبی ډای اوراناټ $U_2O_7^{2-}$) . وروستي هغه زیاتره د اورانیل پر مالګو د بازونو (بنسټونو) د اغېز په پایله کې لاس ته راځي:

$$UO_2(CH_3COO)_2 + 6NaOH \rightarrow Na_2U_2O_7 + 4CH_3COONa + 3H_2O$$

د یورانیم(۶+) مرکبونه په هوا او د اوبو په محلولونو کې ډېر ثابت دي.

داسې اورانیلي مالګې لکه اورانیل کلوراید په روښانه رڼا کې یا د عضوي مرکبونو په شتون کې سره پاشل کیږي. یورانیم هم یورانیمي عضوي مرکبونه جوړوي.

کارونه يې

د اټومي سونتوکي په توګه: د یورانیم د ^{235}U ایزوټوپ تر ټولو ډېره کارونه لري، په ده کې پخپله ملاتړ کوونکی ځنځیري اټومي تعامل شونی دی، ځکه خو دا ایزوټوپ په اټومي بټیو کې او همدا راز په اټومي وسله کې د سونتوکي په توګه کاریږي. له طبیعي یورانیم څه د ^{235}U ایزوټوپ بېلول یوه پېچلې ټکنالوجیکي مسله ده.

دلته د ۱۰۰۰ میګاواټه (MW) ځواک لرونکې اټومي بټۍ لپاره ځینې ارقام راوړو چې ۸۰ سلنه کار کوي او په کال کې ۷۰۰۰ ګیګاواټ (GW) ساعته برېښنا تولیدوي. د دې ډول

يوې اټومي بټۍ د کار لپاره د کال په بهير کې ۲۰ ټنه يورانيمي سونتوکي، چې **۳,۵** سلنه **U-۲۳۵** ولري، په کار دي. دا کچه سونتوکي د تخمينن **۱۵۳** ټنو طبيعي يورانيمو تر غني کولو وروسته لاس ته راځي.

د يورانيم-۲۳۸ (**^{۲۳۸}U**) ايزوټوپ کولای شي چې د لوړې انرژۍ نيوترونونو د بمبارۍ تر اغېز لاندې سره وويشل شي. د ده دا ورتيا د هايډروجني بمونو د ځواک د زياتولو لپاره کارېږي (هغه نيوترونونه کارېږي چې هسته يې تعامل يې جوړوي).

د نيوترون د اشغال په پايله کې د **^{۲۳۸}U** بېتا- تجزيه کولای شي چې د پلوتونيم په **^{۲۳۹}Pu** ايزوټوپ باندې بدل شي او دا ايزوټوپ بيا د اټومي سونتوکي په توګه کارېږي.

د يورانيم-**۲۳۳** ايزوټوپ چې په بټيو کې له توريم څخه په مصنوعي ډول لاس ته راځي (د توريم- **۲۳۲** ايزوټوپ نيوترون نيسي (اشغالوي يې) دی بيا په پروټاکټينيم-**۲۳۳** ايزوټوپ باندې تجزيه کېږي او دی بيا ورپسې په يورانيم-**۲۳۳** ايزوټوپ تجزيه کېږي)، په راتلونکې کې کېدای شي چې د برېښنا د اټومي بټيو لپاره ډېر کارېدونکی اټومي سونتوکی شي. همدا اوس هم داسې بټۍ شته چې دا ايزوټوپ د سونتوکي په توګه کاروي، لکه په هند کې د (**KAMINI**) اټومي بټۍ. همدا راز د اټومي بمونو په توليد کې وکارول شي (بحراني کتله يې نږدې ۱۲ کيلوګرامه ده). د يورانيم-**۲۳۳** ايزوټوپ د اټومي توغنديو د ګازي انجنونو لپاره تر ټولو د ډېرې لوېې راتلونکې لرونکی سونتوکی دی.

د يورانيمو تودوخه زېږوونکې ورتيا: يو ټن غني شوي يورانيم د تودوخې ورکولو او زېږولو د ورتيا له پلوه له يو ميليون درې سوه پنځوس زره ټنه نفتو يا طبيعي ګاز سره برابر دي.

په جيولوجۍ کې: يورانيم په جيولوجۍ کې د غرنيو ډبرو او نورو توکيو د عمر د مالومولو لپاره کارېږي، او دا د دې لپاره چې په تېرو زمانو کې د رامنځته شويو

جیولوجیکي بهیرونو (پروسو) پرله پسې والی مالوم شي. دا چارې په جیوکرونولوجۍ پورې اړه لري.

لکه څنګه چې غرنۍ ډبرې د یورانیمو د شتون بېلابېلې کچې لري، نو له دې لامله د هغوی رادیواکتیفیت هم بېلابېل دی. دا خواص یې په جیوفیزیکي ډول د غرنیو ډبرو په بېلولو او جلا کولو کې کارېږي. دا مېتود د نفتي جیولوجۍ د ځاګانو او کانونو په جیوفیزیکي څېړنو کې تر ټولو ډېر کارېږي.

د کاروني نور ډګرونه یې:

- د یورانیمو لږه برخه ړنا کونکې ښیښې ته په وراضافه کولو سره د هغې ښایسته زېړ–زرغون رنګ ورکوي (یورانیمي ښیښه).
- د سوډیم اورانات $Na_2U_2O_7$ په انځورګرۍ کې د زېړ رنګ په توګه کارېږي.
- د یورانیمو مرکبونه پخوا پر چیني او سیرامیک لوښیو باندې د انځورګرۍ لپاره د رنګونو، کاشۍ او میناکارۍ په توګه کارېدل.
- د یورانیمو ځینې مرکبونه د رڼا په وړاندې ډېر حساس دي.
- د ۲۰ پېړۍ په سر کې اورانیل نایټرات $UO_2(NO_3)_2$ د عکاسۍ کمرې په فېلمونو کې کارېده.
- د یورانیم-**۲۳۵** کاربیډ له نیوبیم کاربیډ او زیرکونیم کاربیډ سره په ګډوله کې د اټومي ریاکتیفي انجنونو لپاره د سونتوکي په توګه کارېږي (کاري توکی-هایډروجن + هیکسان).
- د وسپنې **Fe** او کمزوري شوي یورانیم (یورانیم-۲۳۸) ګډوله فلزونه د ډېرو پیاوړیو مګنیتوستریکشن (**Magnetostriction**) توکیو په توګه کارېږي.

کمزوري شوي یورانیم: له طبیعي یورانیمو څخه د ^{234}U او ^{235}U تر ایستلو وروسته پاتې شوی توکی (یورانیم-۲۳۸) د «کمزوري شوي یورانیم» په نامه یادېږي، ځکه چې دوی د

۲۳۵ ایزوټوپ لامله کمزوري شوي وي . له ځینو مالوماتو سره سم په امریکا متحدو ایالتونو کې نږدې ۵۲۰۰۰۰ ټنه کمزوري شوي یورانیم هیګزافلوراید (UF_6) ساتل کیږي. کمزوري شوي یورانیم تر طبیعي یورانیمو دوه ګرایه لږ رادیواکتیفي دي او دا له دې کبله چې له ده څخه د یورانیم-۲۳۴ (^{234}U) ایزوټوپ لري شوی وي.

د کمزوریو شویو یورانیمو کارونه د دوی د ډېر کثافت او په پرتلیزه توګه ټیټې بیې لامله ده . کمزوري شوي یورانیم د رادیوسیوني دفاع (د حیرانتیا وړ هم ده) لپاره کاریږي، د خورا لوړې اشغال مقطع کاریږي، په الوتونکیو اجسامو کې د بالاسټ وزن (**ballast weight**) په توګه کاریږي. په هره بوینګ-۷۴۷ ډوله الوتکه کې ۱۵۰۰ کیلوګرامه کمزوري شوي یورانیم شتون لري.

په زغره ضد ګولیو کې: کمزوري شوي یورانیم د زغره وال تخنیک ضد ګولیو په منځ کې کاریږي . د توپونو د کارتوسو هغه مردکونه (ګولۍ) چې له کمزوریو شویو یورانیمو جوړې وي، ډېر کثافت لري، خورا درانه وي او د زغره وال تخنیک د ویشتلو او سوري کولو لپاره ډېر اغېزمن دي . د دوی په څېر هغه اغېزمن مردکونه چې له تنګستن څخه جوړیږي دومره درانده نه دي او قیمته هم دي.

پر ۱۹۹۱ ز کال د امریکا متحدو ایالتونو او عراق ترمنځ جګړې څخه وروسته نږدې ۳۰۰ ټنه کمزوري شوي یورانیم د جګړې په ډګر کې پاتې شول چې ډېره برخه یې د امریکایي **A-۱۰** ډوله یرغلیزو الوتکو د ۳۰ میلي متره **GAU** - ۸ ډوله توپونو له مردکونو څخه پاتې شوې وه. د توپ د کارتوس هر مردک یې ۲۷۲ ګرامه د یورانیم ګډوله فلز لري.

د ناټو پوځونو له خوا همدا ډول مردکونه د یوګوسلاویا په خاوره کې وکارېدل . د دغو کارتوسو تر کارونې وروسته د هېواد په خاوره کې د رادیوسیوني ککړتیا ایکالوجیکي موضوع راپورته شوه او تر بحث لاندې ونیول شوه.

یورانیم لومړۍ ځل د جرمني امپراتورۍ (Drittes Reich) (۱۹۳۳- ۱۹۴۵) له خوا د توپونو په مردکونو کې کارېدلی دی.

کمزوري شوي یورانیم په اوسني وخت کې د شوبلو (ټانکونو) په جوړولو کې کارېږي، د ساري په توګه د امریکا متحدو ایالتونو په ابرامس (M۱ Abrams) شوبلو کې.

فیزیولوجیکي اغېز يې

یورانیم په مایکرو (ډېرو لږو) (۱۰^-۸—۱۰^-۵ سلنه) کچو د بوټیو، ژویو او انسان په ووبونو (نسجونو) کې موندل کیږي. په ځینو پوځکیو (مرخېړیو) او اوبړیو کې تر ټولو ډېر زېرمه کیږي. د یورانیم مرکبونه د هاضمې جهاز (ګېډه او کولمو) کې نږدې ۱ سلنه جذبیږي، په سږیو کې ۵۰ سلنه جذبیږي. په اورګانیزم کې یې تر ټولو لوی زېرمه ځایونه توری، بډوډي، هډوانه (سکېلېټ)، ینه، سږي او د لیمف (lymph node) مرغېړي دي. د انسان او ژویو د بدن په غړیو او ووبونو کې د یورانیمو کچه تر ۱۰^-۷ ګرامو زیاته نه ده.

یورانیم او د ده مرکبونه زهرجن دي. په تېره بیا يې ایروسول (aerosol) او د هغه مرکبونه په ځانګړې توګه خطرناک دي. په اوبو کې د یورانیمو د حلېدونکیو ایروسولونو مرکبونو، په هوا کې یې د پرې نبودو وړ کچه په یو متر مکعب کې ۰،۰۱۵ میلي ګرامه ده. د یورانیمو د نه حلېدونکیو بڼو لپاره یې په یو مترمکعب کې ۰،۰۷۵ میلي ګرامه ده. که چیرې یورانیم د انسان اورګانیزم ته ننوزي نو د بدن پر ټولو غړیو اغېز کوي او د ټولو ژوندینکو (حجرو) لپاره زهر دي. یورانیم لکه د نورو ډېرو درنو فلزونو په څېر له البومینو سره تړل کیږي، تر هر څه ړومبی د امینو اسیډونو له سولفیډي ګروپونو سره، هغوی له فعالیته غورځوي او رغېدنه نه لري. د یورانیمو د اغېز مالیکولي میکانیزم د انزایمونو د فعالیت له شنډولو سره تړاو لري، مانا دا چې دوی دا وړتیا لري چې د انزایمونو فعالیت له منځه یوسي. تر هر څه ړومبی بډوډي ژوبلوی (د انسان په میتیازو کې البومین او شکره

راپیدا کیږي، ادرار کمیږي **Oliguria**) . د مزمنې مسمومتیا په حالت کې کېدای شي چې د وینې جوړېدو او عصبي سېستمونه له کاره وغورځي.

انځور: یورانیم او د ده مرکبونه د انسان روغتیا او ژوند ته کوټلی خطر لري

۹۳. نیپتونیم

نیپتونیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د اوومې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۹۳ او سېمبول یې **Np** دی . د دې عنصر نوم په انګلیسي ژبه کې (**Neptunium**) او په روسي ژبه کې (**Нептуний**) دی. دا په دوره یي جدول کې تر یورانیم وروسته عنصرونو (**transuranium elements**) له شمېر څخه لومړی عنصر دی. نیپتونیم په ځمکه کې ښېخي لږ موندل کیږي او په مصنوعي ډول له یورانیم څخه د هسته یي تعاملونو پر مټ جوړ شوی دی. دا یو راډیو اکتیفي عنصر دی چې په اکټینیډي ګروپ پورې اړه لري. د نیپتونیم د ثبت د سي اې ایس (**CAS**) شمېره (۸-۹۹-۷۴۳۹) ده.

انځور: نیپتونیم سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی، نرم فلز دی

تاریخچه او د نامه ریښه یې

د اټوم د هستې د پراختیا (هستې وېش) د تیورۍ تر منلو مخکې د **۹۳** شمېرې د عنصر د کشف په اړه درې ځلې په تېروتنې سره خبرتیاوې ورکړ شوې وې، چې لومړی ځل په ایټالیا کې چې د (**Ausonium**) په نامه یې نومولی وو او کشفوونکی یې ګواکې «اینریکو فیرمي» وو. دویم ځل په چکوسلواکیا کې پر **۱۹۳۴** ز کال، چې د (**Bohemium**) په نامه یې نومولی وو، او درېیم ځل پر **۱۹۳۹** ز کال په رومانیا کې چې د (**Sequanium**) په نامه یې نومولی وو.

په اصل کې نیپتونیم لومړی ځل امریکایي فیزیکپوه او کیمیاپوه «ایډوین ماټیسون مکمیلان» (۱۹۰۷-۱۹۹۱) او بل امریکایي فیزیکپوه او جیوکیمیاپوه «فیلیپ هاوګي ابیلسون» (۱۹۱۳-۲۰۰۴) پر **۱۹۴۰** ز کال لاس ته راوړ. د سینتېز د تعامل معادله یې دا ده:

$$^{۲۳۸}U(n,\gamma)^{۲۳۹}U(\beta^-)^{۲۳۹}Np$$

د نیپتونیم نوم د لمریز نظام د تر ټولو ډېر لري ګرزنده ستوري (سیارې) له نامه نیپتون څخه اخیستل شوی دی.

لاس ته راوړل یې

نیپتونیم د تودوخې په ۱۲۰۰ کیلوین درجو کې د باریم Ba د بړاسونو پر مټ له نیپتونیم فلورایډ NpF₄ څخه د راجلاکولو له لارې لاس ته راځي:

$$NpF_4 + 2Ba \rightarrow Np + 2BaF_2$$

ایزوټوپونه یې

نیپتونیم یو مصنوعي عنصر دی او پایښت لرونکي ایزوټوپونه نه لري. تر اوسه د دې عنصر ۲۰ رادیواکتیفي ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۲۲۵ څخه پیل او پر ۲۴۴ پای ته رسیږي. له دې ایزوټوپونو څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی یو د ²³⁷Np ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۲,۱۴ میلیونه کاله دی. بل یې د ²³⁶Np ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۵۴۰۰۰ کاله دی. بل یې د ²³⁵Np ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۳۹۲,۱ شواروزه دی. د نورو ټولو رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر ۴,۵ ورځو لنډ دی، د ډېری هغو نیمایي عمر یې تر ۵۰ دقیقو هم لنډ دی. همدا راز دا عنصر ۴ هسته یي ایزومیرونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ²³⁶ᵐNp ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۲۲,۵ ساعه دی.

د نیپتونیم د ځینو ایزوټوپونو رادیواکتیفي خواص:

۱. د نیپتونیم-۲۳۱ ایزوټوپ، د کتلې شمېره یې ۲۳۱، نیمایي عمر یې ۴۸,۸ دقیقې، د تجزیې ډول یې α الفا- تجزیه دی.

۲. د نیپتونیم د ²³²Np ایزوټوپ، د کتلې شمېره یې ۲۳۲، نیمایي عمر یې ۱۴,۷ دقیقې، د تجزیې ډول یې الکتروني اشغال دی.

۳. د نیپتونیم د ^{233}Np ایزوټوپ، د کتلې شمېره یې ۲۳۳، نیمایي عمر یې ۳۶,۲ دقیقې، د تجزیې ډول یې ۱ سلنه الفا - تجزیه او ۹۹ سلنه الکتروني اشغال یې دی.

۴. د نیپتونیم د ^{234}Np ایزوټوپ، د کتلې شمېره یې ۲۳۴، نیمایي عمر یې ۴,۴ ورځې، د تجزیې ډول یې ۱ سلنه الفا - تجزیه او ۹۹ سلنه الکتروني اشغال دی.

۵. د نیپتونیم د ^{235}Np ایزوټوپ، د کتلې شمېره یې ۲۳۵، نیمایي عمر یې ۴۱۰ ورځې، د تجزیې ډول یې ۱ سلنه β^+ بېتا - مثبت - تجزیه او ۹۹ سلنه الکتروني اشغال دی.

۶. د نیپتونیم د ^{236}Np ایزوټوپ، د کتلې شمېره یې ۲۳۶، نیمایي عمر یې ۵۰۰۰ کاله، د تجزیې ډول یې الفا - تجزیه دی.

۷. د نیپتونیم د ^{237}Np ایزوټوپ، د کتلې شمېره یې ۲۳۷، نیمایي عمر یې ۲,۲۰۰۱۰^۶ کاله، د تجزیې ډول یې الفا - تجزیه دی.

۸. د نیپتونیم د ^{238}Np ایزوټوپ، د کتلې شمېره یې ۲۳۸، نیمایي عمر یې ۲,۱ ورځې، د تجزیې ډول یې β^- بېتا - منفي - تجزیه دی.

۹. د نیپتونیم د ^{239}Np ایزوټوپ، د کتلې شمېره یې ۲۳۹، نیمایي عمر یې ۲,۳۳ ورځې، د تجزیې ډول یې β^- بېتا - منفي - تجزیه دی.

۱۰. د نیپتونیم د ^{240}Np ایزوټوپ، د کتلې شمېره یې ۲۴۰، نیمایي عمر یې ۷,۳ دقیقې، د تجزیې ډول یې β^- بېتا - منفي - تجزیه دی.

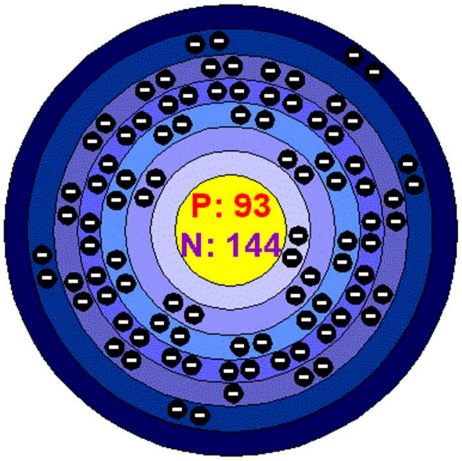
۱۱. د نیپتونیم د ^{241}Np ایزوټوپ، د کتلې شمېره یې ۲۴۱، نیمایي عمر یې ۱۲ دقیقې، د تجزیې ډول یې β^- بېتا - منفي - تجزیه دی.

د نیپتونیم اتوم

د نیپتونیم د اتوم هسته له ۹۳ پروتونونو او ۱۴۴ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۹۳ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۷ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۲، په پېنځمه کې یې ۲۳، په شپږمه کې یې ۸، او په اوومه انرژیکي سویه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۳۷ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د نیپتونیم اتومي کتله ۲۳۷,۰۴۸ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[Rn]\ 5f^4\ 6d^1\ 7s^2$ سره ښودل کېږي.
- د اتوم نیمايي قطر یې ۱۳۰ پ. م دی.



انځور: د نیپتونیم د اتوم جوړښت

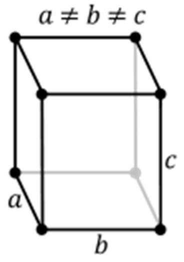
فیزیکي خواص یې

- د نیپتونیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۲۰,۲۵** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۳± ۶۳۹** ده. (د ک په شمېر **۳ ±۹۱۲** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۴۱۷۴** ده. (د ک په شمېر **۴۴۴۷** ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۹,۲** کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې **۳۳۶** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۹,۴۲** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې **۲۱,۱** س. م. م\موله دی.

نیپتونیم د ځتک وهلو وړتیا لرونکی، په پرتلیزه توگه نرم، سپینو زرو ته ورته ځلاند فلز دی.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د نیپتونیم د بلوري جالۍ جوړښت معیني (اورتورومبیک) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې **a=٦,٦٦٣ b=٤,٧٢٣ c=٤,٨٨٧** دي.



انځور: د نیپتونیم د بلوري جالۍ جوړښت معیني (اورتورومبیک) سېستم لري

کیمیایي خواص یې

- د نیپتونیم د ایون نیمایي قطر (e^{+4}) ۹۵ (e^{+3}) ۱۱۰ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۱,۳۶ پاولینگه دی.
- الکترودي ځواک یې $Np \leftarrow Np^{4+}$ −۱,۳۰ ، $Np \leftarrow Np^{3+}$ −۱,۷۹ ، $Np \leftarrow Np^{2+}$ −۰,۳ ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۷، ۶، ۵ ، ۴ ، ۳ دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۰,۰ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۰,۰۰) الکترون ولټه ده.

نیپتونیم په مرکبونو کې د اکسایډ جوړولو له ۲+ څخه تر ۷+ درجې ښیي. په محلولونو کې دا ایونونه $Np^{3+}, Np^{4+}, NpO_2^{+}, NpO_2^{2+}$ او NpO_5^{3-} جوړوي. د نیپتونیم ایونونه هایډرولیز او مجموعو جوړولو ته میل لري. دا عنصر له وچې هوا سره ورو ورو تعامل کوي، او په نري اکسایډي قشر پوښل کیږي. په هوا کې د تودوخې په لوړو درجو کې ژر تر نیپتونیم ډای اکسایډ NpO_2 اکسایډ کیږي.

کارونه یې

نیپتونیم د پلوتونیم Pu د لاس ته راوړلو لپاره کاریږي.

۹۴. پلوتونیم

پلوتونیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د اوومې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۹۴ او سېمبول یې **Pu** دی. دا یو درونډ، رادیواکتیفي، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی او د دوره یي جدول د اکټینیډونو له ګروپ څخه دی. د دې عنصر د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره (۵-۰۷-۷۴۴۰) ده.

تر نیپتونیم وروسته دویم مصنوعي عنصر چې لاس ته راغی همدا پلوتونیم وو چې پر ۱۹۳۴ ز کال د ایټالوی-امریکایي فیزیکپوه، پر ۱۹۳۸ ز کال د فیزیک په څانګه کې د نوبل ډالۍ ګټونکي «اینریکو فیرمي» (۱۹۰۱-۱۹۵۴) د ډلې له خوا سینتېز شو. لومړی ایزوټوپ یې د ۱۹۴۰ ز کال په مې میاشت کې د امریکایي فیزیکپوه او کیمیاپوه «ایډوین ماټیسون مکمیلان» (۱۹۰۷-۱۹۹۱) او بل امریکایي فیزیکپوه او جیوکیمیاپوه «فیلیپ هاوګي ابیلسون» (۱۹۱۳-۲۰۰۴) له خوا سینتېز شو او دا مصنوعي عنصر د ۱۹۴۰ ز کال په پای کې د میکرګرامونو په کچه د ^{۲۳۸}**Pu** ایزوټوپ په ډول لاس ته راغی.

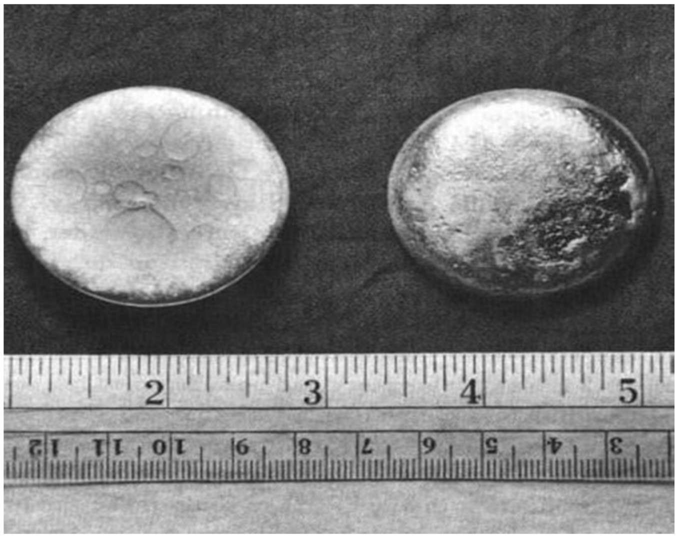
د امریکا متحد ایالتونه لومړی او شوروي اتحاد دویم هېواد وو چې د پلوتونیم پر تولید او لاس ته راوړلو یې پیل وکړ. د دې عنصر د لاس ته راوړلو لپاره هم غني شوي او هم طبیعي یورانیم کارېږي. په نړۍ کې د پلوتونیمو ټولیزه ساتل کېدونکې کچه پر ۲۰۰۳ ز کال ۱۲۳۹ ټنه وه. پر ۲۰۱۰ ز کال دا کچه تر ۲۰۰۰ ټنو ورسېده. په شوروي اتحاد او روسیه کې ۱۴۱ ټنه پلوتونیم تولید شوي دي.

داسې خبر ورکړ شوی وو چې په نړۍ کې د وسلې لپاره د پلوتونیمو **АДЭ-2** د تولید هغه وروستۍ اټومي بټۍ وتړل شوه چې په شوروي اتحاد او روسیه کې یې ۴۲ کاله کار کړی وو، خو تر یوې میاشتې وروسته په جاپان کې همدې ډول د «مونژیو» بټۍ پر کار پیل وکړ.

هغه پلوتونیم چې په وسله جوړولو کې کارېږي «د وسلې پلوتونیم» په نامه یادیږي، د ملکي چارو د سمبالتیا لپاره د اټومي بټیو د سونتوکي، د تشیال بېړیو او نورو تشیال ته توغول کېدونکیو دستگاوو د انرجۍ د سرچینې په توگه کارېږي. هغه لومړنی اټومي بم چې پر ۱۹۴۵ ز کال امریکا متحدو ایالتونو ازمایښت کړ پلوتونیم پکې کارېدلي ول. همدا ډول یو بل بم شوروي اتحاد هم پر ۱۹۴۹ ز کال ازمایښت کړ.

لاندې د الفا- پلوتونیم بنسټیز خواص راوړل شوي. د پلوتونیم دا الوتروپي ښه تر ټولو بنسټیزه گڼل کیږي چې د کوټې د هوا او په عادي تودوخه کې یې ښیي:

- د ۵-۰۷-۷۴۴۰ د ځانگړې ترکیب نه لرونکی پلوتونیم لپاره.
- ۳ -۱۲-۱۳۹۸۱ د ^{238}Pu لپاره.
- ۳-۴۸-۱۵۱۱۷ د ^{239}Pu لپاره.
- ۶-۳۳-۱۴۱۱۹ د ^{240}Pu لپاره.



انځور: پلوتونیم یو درونډ، رادیواکتیفي، سپینو زرو ته ورته رنگ لرونکی فلز دی

تاریخچه يې

ایټالوي-امریکایي فیزیکپوه «اینریکو فیرمي» له خپلو همکارانو سره په روم پوهنتون کې خبر ورکړ چې دوی پر ۱۹۳۴ ز کال یو نوی کیمیایي عنصر موندلی چې پرله پسې شمېره یې ۹۴ ده. «فیرمي» دا عنصر د (**Hesperium**) په نامه ونوماوه او په دې ډول یې تر یورانیم وروسته عنصرونو د شتون په اړه اټکل څرګند کړ او د هغوی لومړنی تیوریکي کشفوونکی شو. دی پر ۱۹۳۸ ز کال د فیزیک په څانګه کې د نوبل ډالۍ اخیستلو مراسمو کې په خپله وینا کې هم د دغه دریځ پلوی وو، خو کله چې د انګلیسي فیزیکپوه-اټومپوه «اوتو رابرټ فریش» (۱۹۰۴- ۱۹۷۹) او الماني کیمیاپوه او فیزیکپوه «فریتز شتراسمن» (۱۹۰۲-۱۹۸۰) د هستې د وېش له کشفه خبر شو، نو دې ته اړوت چې پر ۱۹۳۹ ز کال په ستهکولم کې خپله یوه لیکنه چاپ کړي او په هغې کې د «تر یورانیم وروسته عنصرونو د ټولې مسلې» د له سره کتنې اړیزه یاده کړي. د الماني پوهانو کار دا ثبوت کړه چې د «فیرمي» په ازمایښتونو کې د ده څرګند شوی فعالیت د وېش په برخه کې وو، نه د تر یورانیم وروسته عنصرونو د کشف په برخه کې.

د امریکا متحدو ایالتونو د کالیفورنیا ایالت په بیرکلي ښار کې د ټولنیز او څېړنیز پوهنتون د کارکونکیو د یوې ډلې له خوا، چې مشر یې امریکایي کیمیاپوه او فیزیکپوه-اټومپوه «ګلین ټیوډور سیبورګ» (۱۹۱۲-۱۹۹۹) وو، د پلوتونیم کشف د ۶۰ اینچه حلقوي ګرندي کوونکي ماشین (سیکلوټرون) پر مټ ترسره شو. د ډیوټریمونو (**Deuterium**) پر مټ د ترای یورانیم اکټواکسایډ-۲۳۸ ($^{238}U_3O_8$) لومړنی بمباري، چې په سیکلوټرون کې تر ۱۴-۲۲ میګاالکترون ولټو (**MeV**) پورې چټکتیا ورکړ شوه او تر ۰٫۰۰۲ اینچه پرېړې الومینیمي پاڼې تېر شول، د ۱۹۴۰ ز کال د ډیسمبر پر ۱۴ ترسره شوه. لنډه دا چې فیزیکي او کیمیایي څېړنو ۲ میاشتې دوام وکړ. د ۱۹۴۱ ز کال د فبرورۍ له ۲۳ څخه پر ۲۴ شپه د پراکسایډ ډای سولفاټ - ایونونو او د سپینو زرو د ایونونو په مرسته د کټالیسټونو په

توگه د وړاندې شوي عنصر وروستی او پرېکړه کوونکی ازمايښت ترسره شو . دې ازمايښت وښوده چې دوه ورځې وروسته نيپتونيم-۲۳۸ بېتا - منفي- تجزيه کوي او د ۹۴ شمېرې کيميايي عنصر جوړوي چې د تعامل معادله يې دا ده:

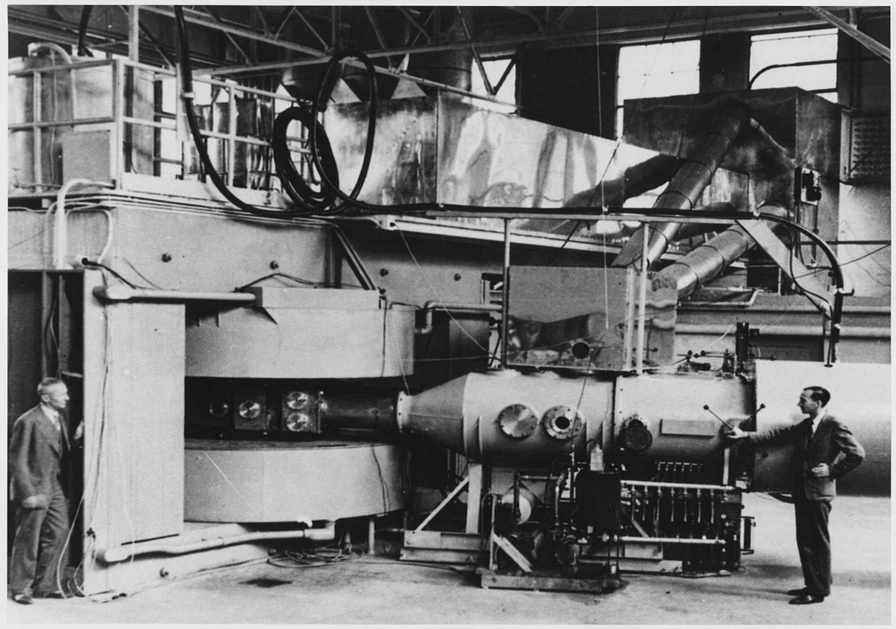
$${}_{92}^{238}U\ (d,\ 2n) \rightarrow {}_{93}^{238}Np \rightarrow (\beta^{-})\ {}_{94}^{238}Pu$$

په دې ډول د نوي کيميايي عنصر شتون د «گلين ټيوډور سيبورگ»، «ايډوين ماټيسون مکميلان» (۱۹۰۷-۱۹۹۱)، «ج. و. کېنېډي» او «ارتور واهل» (۱۹۱۷-۲۰۰۷) له خوا د دغه عنصر د لومړيو کيميايي خواصو د څېړنې له برکته ثبوت شو.

لږ وروسته مالومه شوه چې دا ايزوټوپ بې وېشه دی نو له دې لامله د پوځي موخو په خاطر د نورو څېړنو لپاره په زړه پورې نه دی ځکه چې نه شي کولای د نه وېش وړ هستې د وېش ځنځيري تعامل لپاره د بنسټ په توگه خدمت وکړي. د امريکا متحدو ايالتونو فيزيکپوهان - اټومپوهان چې کله پر دې پوه شول، نو يې خپلې هلې ځلې د ۲۳۹- ايزوټوپ، چې د وېش وړتيا لري، د لاس ته راوړلو ته متوجه کړې، چې د محاسبو له مخې بايد تر يورانيم-۲۳۵ د اټومي انرژۍ ډېره پياوړې سرچينه وای. د ۱۹۴۱ ز کال په مارچ کې د يورانيمو ۱,۲ کيلوگرامه نړه مالگې چې په لوی پارافيني بلاک کې بندې کړای شوې وې، په سيکلوټرون کې د نيوترونونو پر مټ تر بمبارۍ لاندې ونيول شوې. د دوو شواروزو په بهير کې د هستو بمبارۍ دوام درلود، چې په پايله کې يې تخمينن ۰,۵ ميکروگرامه پلوتونيم-۲۳۹ لاس ته راغلل. لکه څنگه چې يې د توريم پر مټ وړاندوينه شوې وه، د نوي عنصر راپيدا کېدا د الفا-ذرو له بهير سره ملگرې وه.

د ۱۹۴۱ ز کال د مارچ پر ۲۸ ترسره شويو ازمايښتونو وښوده چې د ^{239}Pu ايزوټوپ کولای شي د سستو نيوترونونو تر اغېز لاندې ووېشل شي او له داسې مقطع سره چې د ^{235}U د مقطع لپاره ډېره لوړه وي، او د وېش په بهير کې لاس ته راغلي نيوترونونه د اټومي (هسته يي) وېش د نورو عمليو لپاره کار وړ دي. مانا دا چې د هسته يي ځنځيري تعامل په شتون

د حساب کولو شونتیا ورکوي. له همدغې شیبې څخه د پلوتونیمي اټومي بم د جوړولو او د ده د بشپړونې لپاره د بټیو د جوړولو ازمایښتونه پیل شول. د دې عنصر لومړنی نړه مرکب پر ۱۹۴۲ ز کال لاس ته راغی او د فلزي پلوتونیم لومړنۍ وزنې کچه پر ۱۹۴۳ ز کال لاس ته راغله.



انځور: د امریکا متحدو ایالتونو په بیرکلي ښار کې سیکلوټرون چې د نیپتونیم او پلوتونیم د لاس ته راوړلو لپاره کارېدلی وو

د نامه ریښه یې

پر ۱۹۳۰ ز کال یو نوی ګرزنده ستوری کشف شو. د دغه ستوري د شتون په اړه لا ستورپوه، شمېرپوه، او په مریخ ستوري کې د ژوند په اړه د فانتازي لیکنو لیکوال امریکایي تبعه «پیرسیوال لووېل» (۱۸۵۵-۱۹۱۶) وېل کړي ول. دی د اورانوس او نیپتون

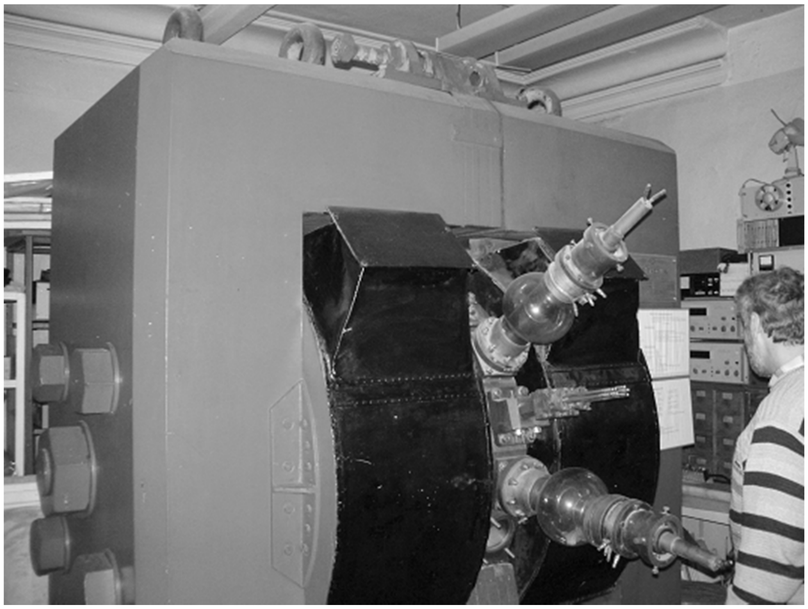
ستوريو د خوځښتونو د کتنو پر بنسټ دې پایلې ته راغی چې په لمریز نظام کې د نیپتون شاته باید یو بل نهم گرزنده ستوری (سیاره) هم وي چې له لمر څخه یې واټن باید تر ځمکې پورې واټنه څخه ۴۰ گرایه زیات وي. ده پر **۱۹۱۵** ز کال د دې نوي گرزنده ستوري د مدار عنصرونه محاسبه کړل. دا نوی ستوری پلوتون وو چې د امریکایي ستورپوه «کلایډ ویلیام تومبو» (۱۹۰۶-۱۹۹۷) له خوا د **۱۹۳۰** ز کال د جنوري پر **۲۱**، **۲۳**، او **۲۹** نېټو اخیستل شویو عکسونو کې ولیدل شو. دا گرزنده ستوری د **۱۹۳۰** ز کال د فبروری پر **۱۸** کشف شو. د برتانیا له اکسفورډ ښار څخه د ښوونځي **۱۱** کلنې نجلۍ «وینیتیا بورني» (۱۹۱۸-۲۰۰۹) پر دې ستوري د پلوتون نوم کېښود. په لرغونیو یوناني اسطورو کې «هاډیس» خو د لرغوني روم په اسطورو کې «پلوتون» د مړو شویو د شاهي خدای وو.

لومړنۍ څېړنې یې

تر لومړنیو څو میاشتینیو څېړنو وروسته د پلوتونیم کیمیایي بنسټ د یورانیمو هغه ته ورته وګڼل شوه. نورو څېړنو یې د شیکاګو پوهنتون د فلز ویلي کولو او فلزپوهنې (میټالورجۍ) په پټ لابراتور کې ادامه وموندله. د «کانینګم» او «ویرنر» له برکته د **۱۹۴۲** ز کال د اګست پر ۱۸ له ۹۰ کیلوګرامه اورانیل نایټراټ UO_8N_2 څخه د پلوتونیم د نرې مرکب لومړنی میکروګرام بېل کړای شو او په سیکلوټرون کې د نیوترونونو پر مټ وړانګه ورکړل شوه.

په شوروي اتحاد کې د ^{239}Pu د لاس ته راوړلو لومړنۍ تجربې پر **۱۹۴۳-۱۹۴۴** ز کلونو د اکاډمیسنانو «یګور واسیلیویچ کورچاتوف» (۱۹۰۲ یا ۱۹۰۳-۱۹۶۰) او «ویتالي ګریګوریویچ خلوپین» (۱۸۹۰-۱۹۵۰) تر مشرۍ لاندې وشوې. په شوروي اتحاد کې په لنډه موده کې د پلوتونیم د خواصو په اړه پراخې څېړنې وشوې. د **۱۹۴۵** ز کال په پیل کې په اروپا کې د لومړني ګرڼدي کوونکي ماشین (سیکلوټرون) پر مټ، چې پر **۱۹۳۷** ز کال جوړ شوی وو، د نیوترونونو په مرسته د یورانیمو د هستو د وړانګولو (وړانګې ورکولو)

له لارې د لومړني شوروي پلوتونیم لومړنۍ بېلګه لاس ته راغله. له **۱۹۴۵** ز کاله راهیسې د شوروي اتحاد په «ازیورسک» ښار کې د پلوتونیم د تولید د لومړنۍ صنعتي اټومي بټۍ د جوړولو کار **پیل** شو او د «مایاک» په نامه د لومړنۍ تولیدي موسسې کار یې د **۱۹۴۸** ز کال د جون پر **۱۹** **پیل** شو.



انځور: په شوروي اتحاد کې لومړنی سیکلوټرون چې د پلوتونیم د لاس ته راوړلو لپاره کارېدلی وو

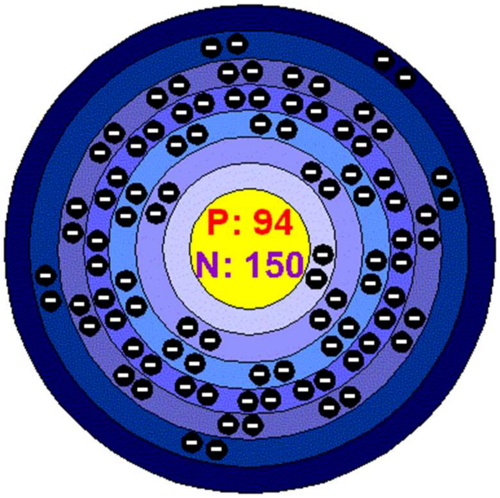
د پلوتونیم اتوم

د پلوتونیم د اتوم هسته له **۹۴** پروتونونو او **۱۵۰** نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې **۹۴** الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم **۷** انرژیکي سوېې لري، په بله وینا د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره **۷** ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې **۲**، په دویمه کې یې **۸**، په درېیمه کې یې **۱۸**، په

ځلورمه کې یې ۳۲، په پېنځمه کې یې ۲۴، په شپږمه کې یې ۸، او په اوومه انرژیکي سویه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي . د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۴۴ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د پلوتونیم اتومي کتله په یو س. م. م کې ۲۴۴,۰۷۴۲ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Rn]\ 5f^6\ 7s^2$ سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې ۱۲۲ پ. م دی.



انځور: د پلوتونیم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص يې

- د پلوتونیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې ۱۹,۸۴ گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ. په شمېر ۶۳۹,۷ ده . (د ک په شمېر ۹۱۲ ده) .

- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س.گ په شمېر ۳۲۳۵ ده. (د ک په شمېر ۳۵۰۷ ده).
- د ويلي کېدو تودوالی يې ۲,۸ کيلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی يې ۳۴۳,۵ کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې ۳۲,۷۷ جوله\(کيلوين. موله) دی.
- مولي حجم يې ۱۲,۱۲ س. م.م \موله دی.

پلوتونيم لکه د ډېری فلزونو په څېر روښان، سپينو زرو ته ورته رنگ لري، نيکلو يا وسپنې ته ورته دی. پلوتونيم د فلز لپاره د ويلي کېدو زښته ډېره ټيټه درجه لري او هغه د س.گ په شمېر ۲۳۹,۷ ده، او په غير عادي ډول د اېشېدو زښته ډېره لوړه درجه لري چې د س.گ په شمېر ۳۲۳۵ ده.

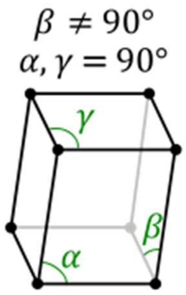
دا عنصر تر نورو عنصرونو رغښتيز، د فيزيکي او کيميايي خواصو له پلوه ډېر توپير لري . له ډېری توکيو څخه په توپير کې پلوتونيم ته د ويلي کېدو تر درجې تودوخې ورکولو پر مهال يې کثافت ۲,۵ سلنه زياتيږي، په داسې حال کې چې د تودوخې د لوړېدو په حالت کې د نورو عادي توکيو کثافت کميږي . د ويلي کېدو درجې ته نږدې تودوخې حالت کې پلوتونيم ډېر لوړ سطحي کشش لري او د نورو فلزونو له شمېر څخه تر ټولو ډېره لوړه ختښه لري. د دې فلز بل ځانگړی خاصيت دا دی چې له نورو فلزونو څخه په توپير کې د تودوخې د ۳۱۰ او ۴۸۰ س.گ درجو ترمنځ يې حجم کميږي.

پلوتونيم په ټاکليو تودوخيزو درجو او فشار کچو کې ۷ الوتروپي بڼې لري او هغه (α ، β ، γ ، δ ، 'δ ، ε ، ζ) الفا، بيتا، گاما، ديلتا، ديلتا يو، اېپسيلون، او زيتا بڼې دي. له دې ۷ الوتروپي بڼو څخه يې شپږ په عادي فشار کې شتون لري او اوومه يې د تودوخې په لوړو درجو او د فشار په ټاکلې حالت کې شتون لري. د پلوتونيم د ټولو الوتروپي بڼو د کثافت کچه په يو س. م. م کې له ۱۵,۹ گرامو څخه تر ۱۹,۸۲ گرامو ده. د دې فلز د ډېرو الوتروپي

بڼو شتون دی د کړولو راکړولو په چارو کې په یوه پېچلې او ستونزمن فلز بدلوي، ځکه چې دی فازي بدلونونه لري. د ده د دومره بېلابېلو الوتروپي بڼو د شتون لامل بشپړ نه دی څرګند.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د پلوتونيم د بلوري جالۍ جوړښت مونوکلينيک سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې : **a=٦,١٨٣** انګسترومه، **b=٤,٨٢٢** انګسترومه، **c=١٠,٩٦٣** انګسترومه، **β=١٠١,٨°** انګسترومه دی.
- د ډيباى د تودوخې درجه يې ۱۲۲ کيلوينه ده.



انځور: د پلوتونيم د بلوري جالۍ جوړښت مونوکلينيک سېستم لري.

کيميايي خواص يې

- د پلوتونيم د وان ډير والس(**Van der Waals radius**) نيمايي قطر ۲۰۰ پ. م دی.
- د ايون نيمايي قطر يې **Pu^{3+}:** ۱۰۰ پيکومتره، **Pu^{4+}:** ۸٦ پيکومتره، **Pu^{5+}:** ۷٤ پيکومتره، **Pu^{6+}:** ۷۱ پيکومتره دی.
- الکتروني منفيت يې ۱,۲۸ پاولينګه دی.

- الکترودي ځواک یې ۱,۲۵– $Pu \leftarrow Pu^{4+}$، ۲,۰– $Pu \leftarrow Pu^{3+}$، ۱,۲– $Pu \leftarrow Pu^{2+}$ ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۲، ۳، ۴، **۵**، ۲، ۷ دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې **۵۸۴,۷** کیلوجوله\موله ده.

دا عنصر کولای شي چې د اکسایډ جوړولو له ۲+ څخه تر ۷+ درجې ولري، خو بنسټیزې یې ۴+، **۵**+، ۲+ دی. پلوتونیم په هوا کې اکسایډ کیږي او رنګ یې لومړی ژیړو ته او بیا وروسته شین رنګ لکه د سره شوي فلز رنګ ته ورته شي او تر دې وروسته یې د اکسایډي نري پوښ لامله رنګ خپ تور شي یا زرغون شي.

لکه د نورو فلزونو په څېر د پلوتونیم د زنګ وهلو کچ د لنده بل له زیاتېدو سره ډېرېږي. ځینې څېړنې ښیي چې ارګون **Ar** کېدای شي تر اکسیجن O_2 ډېر زنګ ورکونکی عنصر وي. دا له دې کبله چې ارګون له پلوتونیم سره تعامل نه کوي.

د الفا-تجزیه چې د هیلیم **He** هستې ورسره یو ځای خوشې کیږي، د پلوتونیم د ایزوټوپونو د راډیواکتیفي تجزیې تر ټولو ډېر خپور شوی ډول دی. عادي اټومي مهمات **۵** کیلوګرامه پلوتونیم لري چې تخمینن $۱۲,۵\cdot۱۰^{۲۴}$ اټومونه پکې دي. د نیمایي عمر، چې **۲۴۰۰۰** کاله دی، په پام کې لرلو سره په دې ډول مردک یا ګولۍ کې په هره ثانیه کې نږدې $۱۱,۵\cdot۱۰^{۱۲}$ اتومونه تجزیه کیږي او له منځه ځي او د الفا- ذرو له برکته **۵,۱۵۷** میګا الکترون ولټه (**MeV**) انرژي ازادوي. دا ځواک د برېښنايي انرژۍ په شمېر **۹,۵۸** واټه کیږي. هغه تودوالی چې د هستو د تجزیې او د الفا- ذرو د خوشې کولو له برکته تولیدیږي پلوتونیم تودوي او کېدای شي د لاس وهلو پر مهال احساس شي.

لکه څنګه چې څرګنده ده، برېښنايي مقاومت د یو جسم د برېښنا تېرولو ځانګړتیا ښیي. د کوټې د هوا د تودوخې په درجه کې د پلوتونیم د برېښنا تېرولو منځنی مقاومت د فلز لپاره ډېر لوی دی او دا ځانګړنه یې د تودوخې له ټیټېدو او کمېدو سره سمه پیاوړې کیږي او دا

د فلزونو خاصیت نه دی. دا حالت د تودوخې تر ۱۰۰ کیلوین درجو پورې ادامه مومي. تر دې درجې ټیټ حالت کې یې بربښنایي مقاومت کمیږي. د تودوخې تر ۲۰ کیلوین درجو پورې د کمېدو په حالت کې یې مقاومت د فلز د رادیوسیوني فعالیت لامله زیاتیږي او دا خاصیت یې په ایزوټوپي ترکیب پورې اړه لري.

پلوتونیم د ټولو اکټینیډي عنصرونو له شمېر څخه تر ټولو د ډېر لوړ بربښنایي مقاومت لرونکی دی او دا مقاومت یې د تودوخې په ۲۲ س. گ درجو کې ۱۵۰ میکرو اوم سانتي متره دی.

له دې لامله چې پلوتونیم یو رادیواکتیفي عنصر دی د وخت په تېرېدو یې د بلوري جالۍ جوړښت کې هم بدلون رامنځته کیږي.

په طبیعت کې د پلوتونیم شتون

په طبیعت کې د پلوتونیم د دوو ^{239}Pu او ^{244}Pu ایزوټوپونو ډېره لږه کچه موندل شوې.

د یورانیمو په کاني ډبرو کې د نیوترونونو پر مټ د یورانیم-۲۳۸ د هستو د اشغالولو په پایله کې یورانیم-۲۳۹ جوړیږي چې په نیپتونیم-۲۳۹ کې بېتا- تجزیه کیږي. د بلې راتلونکې بېتا- تجزیې په پایله کې طبیعي پلوتونیم-۲۳۹ جوړیږي او دا لاندې هسته یې تعامل ترسره کیږي:

$$^{238}_{92}\mathrm{U} + {}^{1}_{0}\mathrm{n} \xrightarrow{\gamma} {}^{239}_{92}\mathrm{U} \xrightarrow[23{,}5\ \mathrm{min}]{\beta^-} {}^{239}_{93}\mathrm{Np} \xrightarrow[2{,}3565\ \mathrm{d}]{\beta^-} {}^{239}_{94}\mathrm{Pu}$$

په دې تعامل کې پلوتونیم-۲۳۹ په صنعتي پیمانې سره سینتېز کیږي. خو په طبیعت کې پلوتونیم په دومره لږه میکروسکوپي کچه جوړیږي چې له یورانیمي کاني ډبرو څخه یې د رااېستلو په اړه باید ویل هم ونه شي. په منځني شمېر سره د ^{239}Pu پلوتونیم کچه نږدې

۴۰۰ زره گرایه تر راډیم لږه ده. په طبیعت کې په ټوله کې د پلوتونیم ډای اکسایډ PuO_2 په بڼه موندل کیږي، په اوبو کې د کوارتز SiO_2 تر شګې هم لږ حلېدونکی دی. په طبیعت کې د دې عنصر شتون دومره لږ دی چې را ایستل یې منطقي او مناسب نه دي.

ایزوټوپونه یې

پلوتونیم له آره مصنوعي کیمیایي عنصر دی چې په طبیعت کې نه موندل کیږي او په مصنوعي ډول په اټومي بټیو کې جوړیږي. پر دې بنسټ نه شي کېدای چې د ده لپاره په نومبرلې توګه اتومي کتله په پام کې ونیول شي. البته د پلوتونیم-۲۴۴ ایزوټوپ د شتون ډېرې لږې نښې نښانې په طبیعت کې موندل شوې، خو تر دې کچې مایکروسکوپي او لږې دي، چې په نشت شمېرل کېدای شي. دا عنصر هم لکه د نورو ټولو مصنوعي کیمیایي عنصرونو په څېر پایښت لرونکي ایزوټوپونه نه لري. مخکې تر دې چې په طبیعت کې یې نښې نښانې وموندل شي، تر دې ډېر پخوا سینتېز شوی وو او مصنوعي جوړ شوی وو.

تر اوسه د پلوتونیم ۲۰ ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۲۲۸ څخه پیل او پر ۲۴۷ پای ته رسیږي. له دې ایزوټوپونو څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د پلوتونیم-۲۴۴ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۸۰٫۸ میلیونه کاله دی. بل یې د پلوتونیم-۲۴۲ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۳۷۳۳۰۰ کاله دی. بل یې د پلوتونیم-۲۳۹ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۲۴۱۱۰ کاله دی. د نورو ټولو ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر ۷۰۰۰ کالو لنډ دی. دا عنصر ۸ هسته یي ایزومیري حالتونه (هسته یي ایزومیرونه) هم لري خو یو یې هم اوږد عمر نه لري. د ده د ټولو ایزومیرونو نیمایي عمر تر یوې ثانیې هم لنډ دی. تر ^{244}Pu مخکې ایزوټوپونو د تجزیې ډول یې په خپل سر وېش او الفا-تجزیه دی، او تر ^{244}Pu ایزوټوپه وروسته ایزوټوپونو د تجزیې ډول یې بېټا-منفي-تجزیه دی. د لومړي ګروپ، یانې تر پلوتونیم-۲۴۴ مخکې ایزوټوپونو د تجزیې په پایله کې یې د یورانیم **U** او

نیپتونیم **Np** ایزوټوپونه جوړیږي او تر پلوتونیم-۲۴۴ وروسته ایزوټوپونو د تجزیې په پایله کې یې د امریسیم **Am** ایزوټوپونه جوړیږي.

د امریکا متحدو ایالتونو د انرژۍ وزارت د پلوتونیم مخلوط په دریو ډولو وېشي:

- لومړی ډول یې د وسلې پلوتونیم دی (په ^{۲۳۹}**Pu** کې د ^{۲۴۰}**Pu** کچه تر ۷ سلنې لږ ده).
- دویم ډول یې د سونتوکي پلوتونیم دی (د ^{۲۴۰}**Pu** کچه یې له ۷ څخه تر ۱۸ سلنې ده).
- دریيم ډول یې د بټیو پلوتونیم دی (د ^{۲۴۰}**Pu** کچه یې تر ۱۸ سلنې لوړه ده).

د دې عنصر یوازې دوه ایزوټوپه ^{۲۳۹}**Pu** او ^{۲۴۱}**Pu** د اټومي وېش لپاره تر ټولو ډېر مناسب دي. سربېره پر دې، دا یوازیني ایزوټوپونه دي چې د تودوخیزو نیوترونونو تر اغېز لاندې هسته یې وېش زغمي. د هایډروجني بمونو تر چاودنې وروسته پاتې شونیو کې د پلوتونیم ^{۲۴۷}**Pu** او ^{۲۵۵}**Pu** ایزوټوپونه موندل شوي چې د نیم عمر پېر یې ډېر لنډ دی.

د پلوتونیم ګډوله فلزونه

پلوتونیم کولای شي چې له ډېری فلزونو سره ګډوله فلزونه او انترمیتالیک مرکبونه جوړ کړي. البته دا فلزونه مستثنا دي لکه له الکلي فلزونو څخه لیتیم، سوډیم، پوتاسیم، او روبیډیم. له الکلي خاورینو فلزونو څخه مګنیزیم، کلسیم، سترونتیم او باریم. له کمپېښنه خاورینو عنصرونو څخه یوروپیم او ایتربیم. له ګالیم یا وسپنې سره د پلوتونیم ګډوله فلزونه صنعتي ارزښت لري.

د احتیاط لارې چارې (تدابیر)

ټول کیمیایي عنصرونه په هغه یا دغه کچ زهرجن دي او هغه په دې صورت کې چې که چیرې یې اورګانیزم ته تر ټاکل شوې کچې زیات ډوز ننوزي. د ساري په توګه د سیریمي ګروپ ځینې لانتانیډي عنصرونه کېدای شي چې د ژوبو په شیدو، وینه او هډوکیو کې وي او نور یې په ترمس (**Lupinus**)، جغوندر، بلبیری (بلبیری) (**Vaccinium myrtillus**)، بېلابېلو اوبړیو او نورو کې وي. په ژوندیو اورګانیزمونو کې د دغو عنصرونو موندنه تر هر څه ړومبی د دوی د ایزوټوپونو د پاینښت مانا لري، په داسې حال کې چې د اکټینیډونو حالت بیا کوربت بل دی. د دې ګروپ د عنصرونو ټول ایزوټوپونه پر دغه یا هغه کچ، له دې شمېر څخه د پلوټونیم هم رادیواکتیفي دي. له دې نه دا رامالومېدای شي چې په ژوندیو اورګانیزمونو کې د دې ګروپ عنصرونه نشته. دا خاصیت د دوی د رادیواکتیفیت لامله دی: الفا، بیتا او ګاما (α ، β ، γ) وړانګې پر ټولو ژوندي سرو (ژوندیو اورګانیزمونو) تبا کوونکی اغېز کوي او د اورګانیزیم ژوندینکې ویجاړوي.

د دې ګروپ د یو عنصر یانې پلوتونیم ټول مرکبونه زهرجن دي. دا خواص د الفا-وړانګو د اغېز د پایلو او عواقبو په توګه څرګندېږي، ځکه چې ډېری مهال له الفا-فعالو ایزوټوپونو سره سر و کار وي (د ساري په توګه د پلوتونیم له ^{239}Pu ایزوټوپ سره). الفا-ذرې ډېرکوټلی خطر لري، په تېره بیا چې د دوی سرچینه د مسموم شوي کس په بدن کې وي. د اورګانیزم هغو ووبونو ته زیان اړوي چې د عنصر په شاوخوا کې وي. که څه هم پلوتونیم کولای شي چې ګاما-وړانګې خپرې کړې او هغه نیوترونونه چې کولای شي له بهر څخه بدن ته ننوزي د هغوی کچه ډېره کمه ده چې روغتیا ته دې زیان ورسوي. د پلوتونیم بېلابېل ایزوټوپونه بېلابېل زهریت لري. د ساري په توګه د بټیو عادي پلوتونیم له نرو

^{۲۳۹}**Pu** څخه ۸-۱۰ گرایه زهرجن دی، ځکه چې په ده کې د ^{۲۴۰}**Pu** نوکلیډونه ډېر دي او دا نوکلیډونه د الفا-وړانگو پیاوړې سرچینې دي.

پلوتونیم له اکټینیډي گروپ څخه تر ټولو ډېر رادیوزهري عنصر دی، خو تر ټولو ډېر خطرناک عنصر نه دی. که چیرې د یورانیمو د ^{۲۳۸}**U** ایزوټوپ رادیولوجیکي زهریت د واحد په ډول ومنل شي، نو همدا شاخص د پلوتونیم او ځینو نورو عنصرونو لپاره دا لاندې ځنځیر جوړوي:

^{۲۳۵}U (۱,۲) — ^{۲۳۹}Pu (۵,۰.۱۰^{۴}) — ^{۲۴۱}Am (۳,۲.۱۰^{۲}) — ^{۹۰}Sr (۴,۸.۱۰^{۲}) — ^{۲۲۶}Ra (۳,۰.۱۰^{۷}),

له دې څخه داسې پایله اخیستل کېدای شي چې راډیم **Ra** نږدې زر (۱۰۰۰) گرایه د پلوتونیم د تر ټولو ډېر زهري ایزوټوپ ^{۲۳۹}**Pu** څخه خطرناک دی.

که چیرې پلوتونیم له اوبو او خواړو سره یو ځای بدن ته داخل شي نو تر داسې توکیو لکه کوفیین، اسیټامینوفین (پاراسیټامول)، ځینو ویټامینونو، سوډوافیډرین او گڼ شمېر بوټیو او پوڅکیو لږ زهرجن دی. تر ایتانول **C_2H_5OH** لږ زهرجن دی، خو تر تمباکو او نورو ټولو منع شویو نېشه یي توکیو یې مضریت ډېر دی. د اټومي صنعت په ټول پېښلیک کې له پلوتونیم څخه یوازې یو سړی مړ شوی، خو د سږیو له لارې گېډې ته د پلوتونیمو د ننوتو لامله تر اوسه څوک نه دی مړ شوی. په دې شمېر کې د امریکا متحدو ایالتونو هغه **۲۶** اتباع نه راځي چې د ډېر زیات ډوز لامله مړه شوي، او نور ۱۸ رضاکاران هم چې له اورگانیزم څخه د پلوتونیمو د ایستلو د څېړنې پر مهال له منځه تللي دي.

له دې ټولو سره سره پلوتونیم یو زهري عنصر دی او د هډوکیو د وینې جوړولو برخو کې د زېرمه کېدو خواص لري چې اورگانیزم ته تر ننوتو ډېر کلونه وروسته کولای شي ناروغۍ راپیدا کړي.

که پلوتونیم سږو ته ننوزي نو یوه برخه یې د سږیو له پاسه کېني، یوه برخه یې وینې ته ننوزي، او تر دې وروسته د لیمف مرغېړیو او د هډوکیو ماغزو ته ننوزي. تخمینن ۲۰ سلنه پلوتونیم د هډوکیو ووبونو ته ننوزي، ۳۰ سلنه ینې ته، او ۱۰ سلنه یې په طبېعي لارې له بدنه وزي.

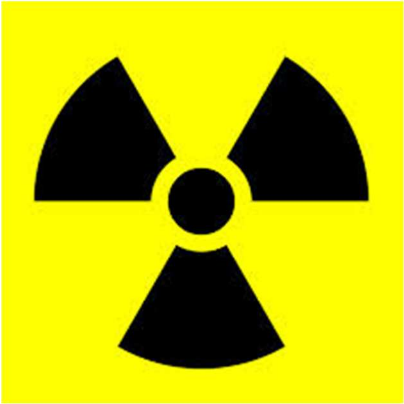
پلوتونیم د هاضمې جهاز له خوا ښه نه جذبیږي. دا عنصر په څلورظرفیتي (والینسي) حالت کې د ځو شواروزو په بهیر کې له ۷۰ تر ۸۰ سلنې د انسان په ینه کې زېرمه کیږي او له ۱۰ تر ۱۵ سلنې د هډوکیو ووبونو ته ننوزي. اورگانیزم ته ننوتی پلوتونیم تر داسې نامتو زهرو لکه سیانیډ یا ستریکنین $C_{21}H_{22}N_2O_2$ لږ زهري دی.

د انسان اورگانیزم ته د پلوتونیم د ننوتو تر ټولو ډېره احتمالي بڼه د ده نه حلېدونکی اکسایډ دی. دا اکسیایډ یې د برېښنا اټومي ستېشنونو کې د برېښنایي انرژۍ د سرچینې په توگه کاریږي. لکه څنگه چې د پلوتونیم اکسایډ نه حلېدونکی دی نو له دې لامله یې له اورگانیزم څخه د نیم وتلو کچه هم زیاته ده.

دا فلز په طبېعت کې زیاتره په ځلورظرفیتي حالت کې شتون لري چې د خپلو کیمیایي خواصو له پلوه سږي ته درې ظرفیتي وسپنه ورپه یادوي. که چیرې د وینې د بهیر سېستم ته ننوزي نو په ډېر احتمال سره په هغو ووبونو کې په زېرمه کېدو پیل کوي چې وسپنه لري، لکه د هډوکیو ماغزه، ینه او توری. اورگانیزم پلوتونیم له وسپنې سره غلطوي او تېروزي، نو ځکه د ترانسفیرین پروټینونه د وسپنې پر ځای پلوتونیم ځان ته رااخلي چې په پایله کې یې اورگانیزم ته د اکسیجن تېرېدنه بندیږي. د دې عنصر د زهریت په برخه کې ترسره شویو څېړنو ښودلې چې د هغه انسان لپاره چې وزن یې ۷۰ کیلوگرامه وي د پلوتونیم مرگونی ډوز ۰,۲۲ گرامه دی.

کله چې اورگانیزم ته پلوتونیم ننوزي بیا نو په ډېر ځنډ سره ترې وزي، یانې دا چې د ۵۰ کالو په بهیر کې له اورگانیزم څخه ۸۰ سلنه پلوتونیم وزي. د هډوکیو له ووبونو څخه یې د

نیمایي وتلو پېر له ۸۰ څخه تر ۱۰۰ کالو دی. مانا داچې د انسان په اورگانیزم کې په دایمي ډول پاتې کیږي. په اورگانیزم کې د دې عنصر لوړترینه بې خطره کچه د ^{239}**Pu** ایزوټوپ لپاره ۰،۰۴۷ میکروکیوري ده چې له **۰،۰۰۷۵** گرامو سره برابره ده. شیدې د اوبو په پرتله پلوتونیم ۲-۱۰ گرایه کارنده له اورگانیزمه وباسي.



انځور (د خطر نښه): پلوتونیم یو رادیواکتیفي او زهرجن کیمیایي عنصر دی

په خپل سر اور اخیستنه

پلوتونیم په وړه پوډري بڼې سره لکه د نورو ټولو اکټینیډونو په څېر په خپل سر اور اخلي. په لانده چاپیریال کې د پلوتونیم له پاسه د بدلون موندونکي ترکیب هایډریډونه جوړیږي. دا عنصران د کوټې د هوا د تودوخې په درجو کې هم له اکسیجن O_2 سره تعامل کوي او اور اخلي. د اکسایډ کېدو په پایله کې پلوتونیم ۷۰ سلنه پراخیږي او هغه کانتینر چې دی پکې وي، کېدای شي زیانمن شي یا وچوي. د پلوتونیم رادیواکتیفیت د اور وژلو په مخ کې یو خنډ دی. د مگنیزیم اکسایډ **MgO** شگه د اور وژلو لپاره تر ټولو ډېر اغېزمن توکی دی. دی پلوتونیم سړوي او د اکسیجن د ورتگ مخه بندوي. پلوتونیم باید په بې فعالیته (نجیبه) گاز کې یا هم د چلېدونکې هوا په ځای کې وساتل شي (دا باید په پام کې ولرل شي

چې ۱۰۰ گرامه پلوتونیم-**۲۳۹**، ۰٫۲ صفر اشاریه دوه واټه انرژي ازادوي) . دې عنصر ته له **۴۷۰** تر **۵۲۰** س. گ درجو تودوخه ورکولو پر مهال د پخپل سر اور اخیستلو ډېره وړتیا لري.

کارونه يې

فلزي پلوتونیم په اټومي وسله کې کارېږي او د اټومي سونتوکي په توگه خدمت کوي. د پلوتونیم اکسایډونه د کیهاني تخنیک لپاره د انرژیکي سرچینې په توگه کارېږي او د اټومي بټیو په تودوخه ورکوونکیو پیلونو کې هم کارېږي. دا عنصر د کیهاني بېړیو او نورو دستگاوو په بېټریو کې کارېږي. د پلوتونیم-**۲۳۹** ایزوټوپ هستې کولای شي چې ځنځیري هسته يي تعامل وکړي، البته که چیرې پر دوی د نیوترونونو اغېز ونښندل شي، ځکه خو کېدای شي چې دا ایزوټوپ د اټومي انرژۍ د سرچینې په توگه وکارېږي. د یو گرام ^{239}**Pu** ایزوټوپ د پراختیا پر مهال ازادېدونکې انرژي د **۴۰۰۰** کیلوگرامو سکرو د سوځېدو پر مهال له ازادېدونکې انرژۍ سره مساوي ده. دا چې پلوتونیم-**۲۳۹** په اټومي بمونو کې ډېر کارېږي دا ځکه چې دا عنصر د بم د هستې په ځای کې لږ حجم لري او د دې خواص لامله یې د بم د چاودنې ځواک ډېر دی. د پلوتونیم هسته د هسته يي تعامل پر مهال په منځنۍ شمېر **۲٫۸۹۵** نیوترونونه خوشي کوي، په داسې حال کې چې د یورانیم-**۲۳۵** هسته **۲٫۴۵۲** نیوترونونه خوشي کوي. خو د پلوتونیم د تولید لگښت د یورانیم-**۲۳۵** د تولید تر لگښته **۶** گرایه زیات دی.

د دې عنصر ایزوټوپونه تر یورانیم وروسته عنصرونو په سینتېز کې کارېږي. په دې ډول پر ۲۰۰۹ ز کال د پلوتونیم-**۲۴۲** ایزوټوپ گډ شوی اکسایډ او پر ۲۰۱۰ ز کال د کلسیم-**۴۸** په ایونونو د پلوتونیم د همدغه ایزوټوپ بمبارۍ د فلیروویم **Fl** د لاس ته راوړلو لپاره وکارېدې. پرته له ^{239}**Pu** څخه تر یورانیم وروسته نور ټول عنصرونه پخوا د څېړنو لپاره تولیدېدل.

د پلوتونیم دیلتا- δ ثابت ګډوله فلزونه د تودوخیزو پیلونو په تولید کې کاریږي، ځکه چې دوی د نرۍ پلوتونیم په پرتله د فلز ویلي کولو ښه خواص لري، نرۍ پلوتونیم ته د تودوخې ورکولو پر مهال په ده کې فازي تېرېدنه او بدلون راځي.

ډېر نرۍ پلوتونیم یانې د پلوتونیم د ایزوټوپونو مخلوط چې د Pu^{240} کچه پکې تر ۲-۳ سلنې زیاته نه وي، د امریکا متحدو ایالتونو په سمندري وسله والو ځواکونو کې د اټومي وسلې لپاره کاریږي او په اوبتلونو کې له زیات ډوز څخه د پرسونل د ساتلو په خاطر تر سرپو **Pb** لاندې ساتل کیږي.

د پلوتونیم-۲۳۸ او پلوتونیم-۲۳۹ ایزوټوپونه تر ټولو ډېر سینتېز شوي ایزوټوپونه دي.

د پلوتونیم لومړنی اټومي مردک یا بم د **۱۹۴۵** ز کال د جولای پر ۱۲ د امریکا متحدو ایالتونو د نیومکسیکو ایالت په سویل کې د الاموګورډو (**Alamogordo**) په پولیګون کې وچاودل شو. د دې اټومي ازماینښت پټنوم (**Trinity**) وو.

په اټومي وسله کې یې کارېدنه

پلوتونیم په اټومي بمونو کې ډېر کارېده. تاریخي فاکټ یې پر **۱۹۴۵** ز کال د امریکا متحدو ایالتونو له خوا د جاپان پر ناګاساکي ښار د اټومي بم غورځول وو. دې بم **۶،۲** کیلوګرامه پلوتونیم لرل. د چاودنې ځواک ۲۱ کیلوټنه وو. دا چاودنه د هیروشیما د بمبارۍ تر ځواک ۴۰ سلنه زیاته وه. د **۱۹۴۵** ز کال تر پایه له ۲۰ تر ۸۰ زره وګړي ووژل شول. د **۵** کالو په تېرېدو سره د وژل شویو ټولیز شمېر، له سرطان څخه او د چاونې د اوږدمهاله اغېز لامله کېدای شو چې تر ۱۴۰۰۰۰ کسانو هم واوړي.

یوازې یو کیلوګرام پلوتونیم-۲۳۹ کولای شي دومره چاودنه وکړي چې له ۲۰۰۰۰ ټنو تري نیټروتولوین $C_7H_5N_3O_6$ له چاودنې سره برابره ده. د دې عنصر ان **۵۰** ګرامه کولای شي چې

د هستو د وېش پر مهال له ۱۰۰۰ ټنه تري نيټروتولوين له چاودنيز ځواک سره د برابر ځواک چاودنه وکړي. دا ايزوټوپ يوزاينی نوکليډ دی چې په اټومي وسله کې د کارېدو وړ دی، ځکه چې لږ تر لږه د ^{240}Pu د ۱ سلنې شتون ډېر لوی شمېر نيوترونونه جوړوي او دا شونتيا نه ورکوي چې د اټومي بم د منځ مردک لپاره د توپ نقشه په اغېزمنه توګه وکارېږي. نور ايزوټوپونه يې يوازې د مضر اغېز لامله په پام کې نيول کيږي.

پلوتونيم-۲۴۰ کولای شي چې په اټومي بمونوکې په لږ کچه شتون ولري، خو که چيرې يې کچه ډېره وي نو له وخته مخکې ځنځيري تعامل پېښيږي. دا ايزوټوپ د په خپل سر وېش او تجزيې ډېر احتمال لري. تخمينن يو ګرام يې په يوه ثانيه کې ۴۴۰ برخې کيږي او يو ګرام يې په يوه ثانيه کې تخمينن ۱۰۰۰ نيوترونونه ازادوي. د الجزيره ټلويزيوني چينل د مالوماتو له مخې اسراييل د راديواکتيفي توکي په توګه د پلوتونيمو ۱۱۸ سروکي (سرګلولې) لري. داسې ګڼل کيږي چې سويلي کوريا نږدې ۴۰ کيلوګرامه پلوتونيم لري چې د ۲ اټومي توغنديو د توليد لپاره بسنه کوي. د اټومي انرژۍ د نړيوال اژانس (IAEA) د ارزونو له مخې پر ۲۰۰۷ ز کال په ايران کې توليد شويو پلوتونيمو په کال کې د دوو اټومي سروکيو لپاره بسنه وکړه. پر ۲۰۰۲ ز کال پاکستان د اټومي بټۍ پر جوړولو لاس پورې کړ چې په کال کې د ۲۰۰ کيلوګرامو راديواکتيفي عنصر (پلوتونيم) جوړوي. که دا رقم د اټومي سروکيو په شمېر سره وشمارل شي نو تخمينن ۴۰-۵۰ بمونه کيږي.

د روسيې او امريکا متحدو ايالتونو تر منځ د ۲۱ پېړۍ د لومړۍ لسيزې په اوږدو کې څو تړونونه لاسليک شول. له هغه شمېر څخه پر ۲۰۰۳ ز کال داسې تړون لاسليک شو چې له مخې يې بايد دواړه لوري ۲۸ ټنه (۳۴ ټنه روسيه او ۳۴ ټنه امريکا) پلوتونيم تر ۲۰۰۴ ز کاله سوله ييز کړي. پر ۲۰۰۷ ز کال دواړو هېوادو داسې پلان لاسليک کړ چې روسيه به هغه ۳۴ ټنه پلوتونيم له منځه وړي چې د روسيې د وسلې پروګرامونو لپاره جوړ شوي ول. پر ۲۰۱۰ ز کال د اټومي وسلې د له منځه وړلو تړون لاسليک شو چې له هغه شمېر څخه پلوتونيم هم ول، او کچه يې دومره وه چې د ۱۷ زرو اټومي سروکيو لپاره يې بسنه کوله.

د ۲۰۱۰ ز کال د نوامبر پر ۱۷ د امریکا متحدو ایالتونو او قزاقستان ترمنځ داسې یو هوکړه لیک لاسلیک شو چې د هغه پر بنسټ د قزاقستان په «اکتاو» ښار کې د (**БН-۳۵۰**) اټومي بټۍ وتړل شوه. دې اټومي بټۍ د پلوتونیمو پر مټ برېښنا تولیدوله. دا بټۍ په نړۍ او قزاقستان کې هغه لومړنۍ تجربوي-صنعتي بټۍ وه چې په چټکو نیوترونونو یې کار کاوه؛ دې بټۍ **۲۷** کاله کار وکړ.

اټومي ککړتیا

په هغه پېر کې کله چې اټومي ازمایښتونه پیلېدل (**۱۹۵۴-۱۹۲۳**) چې په بنسټ کې یې پلوتونیم پروت وو، او کله چې د ده د رادیواکتیفي خواصو پر څېړنه نوی پیل شوی وو، اتوسفیر ته د دې عنصر څه د پاسه **۵** ټنه وغورځول شول. له ۱۹۷۰ ز کالونو راهیسې د ځمکې د اتموسفیر په ککړتیا کې د پلوتونیمو ونډه په زیاتېدو شوه.

د ارام سمندر شمال-لویدیځه برخه د اټومي ازمایښتونو لامله په پلوتونیم ککړه شوه. هلته د دې عنصر ډېره کچه له دې کبله ده چې امریکا متحدو ایالتونو له **۱۹۵۰** ز کلونو راهیسې په مارشال ټاپوګانو کې د ارام سمندر په پولیګون کې اټومي ازمایښتونه کول. د دې ازمایښتونو د ککړتیا ډېره برخه پر **۱۹۲۰** ز کال رامنځته شوه. د پوهانو د ارزونو له مخې، په ارام سمندر کې د پلوتونیم کچه پر ځمکه د اټومي توکیو د ټولې خپرې شوې کچې په پرتله زیاته ده. د ځینو محاسبو له مخې، د مارشال ټاپوګانو په اټول (**atoll**) کې په سیزیم-۱۳۷ رادیونوکلیډ باندې د ککړتیا (وړانګېدو) ډوز تخمینن **۹۵** سلنه دی، او په نورو **۵** کې یې د سترونتیم **Sr** ، امریسیم **Am** ، او پلوتونیم **Pu** ایزوټوپونه خپاره شوي دي.

پلوتونیم دریاب (سمندر) ته د فیزیکي او بیوجیوکیمیایي بهیرونو پر مټ لېږدول کیږي. د سمندرونو د اوبو له پاسه پلوتونیم له **۲** تر **۲۱** ورځو شتون لري چې د قاعدې له مخې د

سيزيم-۱۳۷ تر ايزوټوپه يې مهال لنډ دی. له دې ايزوټوپ څخه په توپير کې پلوتونيم يو داسې عنصر دی چې يوه برخه يې له چاپيريال سره تعامل کوي او د ټولې کتلې له ۱ تر ۱۰ سلنې نه حلېدونکي مرکبونه جوړوي چې په چاپيريال کې پاتې کيږي. د سيزيم د مرکب جوړولو دا کچه تر ۰,۱ سلنې هم لږ ده. پلوتونيم په سمندر کې له بيوجينيک ذرو سره يو ځای تل ته ښکته کيږي چې د ميکروبي ختېږل (رسوب) په پايله کې له هغوی څخه حلېدونکې بڼې جوړوي. په اوبو کې د پلوتونيم تر ټولو ډېر خپاره شوي ايزوټوپونه پلوتونيم-۲۳۹ او پلوتونيم-۲۴۰ دي.

د ۱۹۶۸ ز کال په جنوري کې د امريکا متحدو ايالتونو B-۵۲ الوتکه چې د اټومي وسلې څلور مردکونه (بمونه) پکې بار ول، د ښکته کېدو پر مهال د ګرينلېنډ د خاورې په (Thule) سيمه کې وغورځېده. د لوېدو او ټکر پر مهال د الوتکې اټومي وسله وچاودېده چې په پايله کې يې پلوتونيم پر کنګل ولوېدل. تر چاودنې وروسته د کنګل پاسنی قشر سولېده چې په پايله کې يې کنګل چاود شو او پلوتونيم د همدغه چاک له لارې اوبو ته ولوېدل. طبيعت ته د اوښتي زيان د کمولو په موخه د دې ځای ۱,۹ ميليارډ ليتره واوره او کنګل راټول شو چې کېدای شو راديواکتيفي ککړتيا پېښه کړي. په پايله کې مالومه شوه چې له څلورو اټومي بمونو څخه يې يو کوربټ ونه موندل شو.

دا پېښه هم مالومه ده چې د «کوسموس-۹۵۴» شوروي کيهاني دستګاه د ۱۹۷۸ ز کال د جنوري پر ۲۴، چې د اټومي انرژۍ سرچينه دننه پکې وه، له مدار څخه د نه کنټرولي وتلو پر مهال د کاناډا پر خاوره ولوېده. د دې پېښې په پايله کې ۱ کيلوګرام پلوتونيم-۲۳۸، ۱۲۴۰۰۰ متر مربع ډګر ککړ کړ.

چاپيريال ته د پلوتونيمو د وتلو موضوع يوازې له صنعتي پېښو سره تړاو نه لري. داسې هم پېښ شوي چې هم په لابراتواري او هم په کارخانه يي شرايطو کې بهر وتلي وي. د يورانيم-۲۳۵ او پلوتونيم-۲۳۹ داسې ۲۲ پېښې رامنځته شوې دي. د ۱۹۵۳-۱۹۷۸ ز

کلونو په پېر کې د تخنيکي خرابۍ لامله له ۱,۰ څخه (د ۱۹۵۳ ز کال د مارچ پر ۱۵، د شوروي اتحاد د ماياک توليدي موسسه) تر ۱۰,۱ کيلوګرامو Pu^۲۳۹ (د ۱۹۷۸ ز کال د ډيسمبر ۱۳، د شوروي اتحاد د تومسک ښار) له لاسه تللي دي. پر ۱۹۴۵/ ۸/ ۲۱ او ۱۹۴۶/ ۲۱/۵ نېټو د امريکا متحدو يالتونو په لاس انجلس کې د تخنيکي خرابۍ لامله ۶,۲ کيلوګرامه پلوتونيم له لاسه ووتل چې په پايله کې يې ۲ کسان ووژل. پر ۱۹۵۳ او ۱۹۶۳ ز کلونو د شوروي اتحاد د «ساروف» ښار کې تخمينن ۸ او ۱۷,۳۵ کيلوګرامه پلوتونيم تر اټومي بټۍ بهر ووتل. له دوی څخه يې يوه کچه پر ۱۹۵۳ ز کال اټومي بټۍ له منځه يووړه.

د ۱۹۸۶ ز کال د اپرېل پر ۲۶ د شوروي اتحاد په اوکراين جمهوريت کې د چېرنوبل په نامه د برېښنا اټومي سټېشن وچاودېد. د انرژۍ د څلورم بلاک د ويجاړۍ په پايله کې ۱۹۰ ټنه راديواکتيفي توکي چاپېريال ته ووتل چې ۲۲۰۰ کيلومتر مربع ډګر يې ککړ کړ. د اټومي بټۍ له ۱۴۰ ټنو راديواکتيفي سونتوکيو څخه يې ۸ ټنه هوا ته والوتل. ټوليز ککړ شوی ډګر ۱۶۰۰۰۰ کيلومترمربع وو. د دغې چاودنې د توکيو د راټولولو او نورو پايلو د سمولو لپاره ۶۰۰ زره کسان کار ته وګومارل شول. چاپېريال ته د وتليو زهري توکيو ټوليز فعاليت تر ۱۴۰۱۰^۱۸ بيکريله وو. په اوسني وخت کې د ککړې شوې سيمې ډېری وګړي په کال کې يو ميګا سيويرټ MSv زهري وړانګې اخلي (بدن ته يې ننوزي).

پلوتونيم د انرژۍ او تودوخې د سرچينې په توګه

لکه څنګه چې څرګنده ده اټومي انرژي د برېښنا په انرژۍ داسې بدلېږي چې د اوبو د تودولو په پايله کې اوبه بړاسيږي او سور شوی بړاس جوړوي. دا سور شوی بړاس بيا د برېښنايي جنراتورونو د توربين وزرونه ګرزوي (څرخوي). د دې انرژۍ ښه والی دا دی چې ګل خانه يي ګازونه (greenhouse gas) نه لري. دا ګازونه پر چاپېريال تبا کوونکی اغېز ښندي. د ۲۰۰۹ ز کال له مالوماتو سره سم په ټوله نړۍ کې د برېښنا ۴۳۸ سټېشنونه

تخمینن ۳۷۱٫۹ گیگا واټه **GW** بریښنا تولیدوي، چې د بریښنا د انرژۍ د تولید د ټولیز حجم ۱۳٫۸ سلنه ده. خو د اټومي صنعت منفي اړخ اټومي پوسې (تفالې) دي چې په کال کې ۱۲۰۰۰ ټنه تولیدیږي. دا پوسې د بریښنا د اټومي سټېشنونو د کارمندانو په وړاندې ډېره ستونزمنه دنده ږدي. پر ۱۹۸۲ ز کال دا محاسبه شوه چې له اټومي پوسو څخه ۳۰۰ ~ ټنه پلوتونیم راټول شوي ول.

زېړ قهوه يي رنګ لرونکی پوډر، چې له پلوتونیم ډای اکسایډ **PuO۲** څخه جوړ دی، کولای شي چې تر ۱۲۰۰ س. ګ درجو پورې تودوخه وزغمي. د مرکب سینټتز يې د پلوتونیم تیترا هایډروکسایډ یا پلوتونیم تیترانایټراټ په مرسته د اکسیجن **O۲** په اتموسفیر کې ترسره کیږي:

$$\mathrm{Pu(NO_3)_4} \xrightarrow{>1200°\mathrm{C}} \mathrm{PuO_2} + 4\mathrm{NO_2} \uparrow + \mathrm{O_2} \uparrow$$

لاس ته راغلی د شوکولاد رنګ لرونکی پوډر د لانده هایډروجن **H۲** په بهیر کې د تودوخې تر ۱۵۰۰ س. ګ درجو کې سور کیږي. پر دې مهال له ۱۰٫۵ څخه تر ۱۰٫۷ ګرام پر سانتي متر مکعب کثافت لرونکي ټابلیټونه جوړیږي چې کېدای شي د اټومي سونتوکي په توګه وکاریږي. د پلوتونیم ډای اکسایډ **PuO۲** د پلوتونیم له اکسایډونو څخه تر ټولو ډېر ثبات لرونکی او غیر فعال اکسایډ دی او د لوړې درجې په تودوخې ورکولو سره په خپلو اجزاوو وېشل کیږي او تجزیه کیږي، ځکه خو د پلوتونیم له سره کارونه او ساتنه کې کاریږي، همدا د بریښنا انرژۍ د سرچینې په توګه هم کاریږي.

په شوروي اتحاد کې د «توپاز» په نامه د ترموبریښنایي تولید رادیوایزوټوپي څو جنراتورونه تولید شوي ول چې په کیهاني دستګاوو (بېړیو او نورو) کې د بریښنا د تولید لپاره کارېدل. دې جنراتورونو په پلوتونیم-۲۳۸ کار کاوه چې د الفا- وړانګه خپرونکی دی. د شوروي اتحاد تر ړنګېدو وروسته د امریکا متحدو ایالتونو دا ډول څو جنراتورونه

د دې لپاره وپېرودل چې د دوی جوړښت وڅېړي او په راتلونکې کې يې په خپلو اوږدمهاله کيهاني پروګرامونو کې وکاروي.

په بشپړ ډول کېدای شي چې د پلوتونيم-۲۳۸ ايزوټوپ پر ځای پلوتونيم-۲۱۰ ايزوټوپ وکارېږي. د ده د تودوخې توليدولو ځواک ۱۴۰ واټه پر يو ګرام دی او يوازې يو ګرام يې کولای شي چې د تودوخې تر ۵۰۰ س.ګ درجو سور شي، خو د کيهاني دندو لپاره د ده د نيمايي عمر پېر ډېر لنډ دی، يانې ۱۴۰ شواروزه دی، نو ځکه د دې ايزوټوپ کارونه په کيهاني ځانګه کې ډېره محدوده شوې ده. د ساري په توګه سپوږمۍ ته په استول شويو هره دستګاه کې دی کارېدلی او همدا راز د ځمکې په مصنوعي سپوږمکيو کې هم کارېدلی دی.

انځور: د پلوتونيم-۲۳۸ډای اکسايډ ټابلېټ د سره رنګ تر خپلولو پورې سور شوی او دا تودوخه يې هم پخپله توليد کړې ده

۹۵. امریسیم

امریسیم (امریکیم) د کیمیایي عنصرونو د دوره يي جدول د اوومې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې **۹۵** او سېمبول يې **Am** دی. د دې عنصر نوم په لاتيني ژبه کې (**Americium**)، په انګليسي کې (**Americium**) او په روسي ژبه کې (**Америций**) دی. امریسیم د کیمیایي عنصرونو په دوره يي جدول کې تر يورانيم وروسته عنصرونو څخه يو راديواکتيفي سينتېز شوی عنصر دی. دا يو سپينو زرو ته ورته رنګ لرونکی راديواکتيفي فلز دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره يې هم (**۹-۳۵-۷۴۴۰**) ده.

انځور: امریسیم سپينو زرو ته ورته رنګ لرونکی راديواکتيفي فلز دی

تاریخچه یې

امریسیم پر **۱۹۴۴** ز کال د امریکا متحدو ایالتونو د شیکاګو پوهنتون په میټالورجۍ لابراتوار کې د امریکایي کیمیاپوه فیزیکپوه-اټومپوه «ګلین ټیوډور سیبورګ» (۱۹۱۲-۱۹۹۹) او د پوهنتون د نورو کارمندانو له خوا په مصنوعي ډول لاس ته راغی.

د دې نوي عنصر د (5f) بهرنی الکتروني قشر د یوروپیم Eu کیمیایي عنصر د (4f) الکتروني قشر ته بشپړ ورته دی. له همدې لامله دا عنصر د امریکا په ویاړ «امریسیم، امریکیم» نومول شوی، لکه یوروپیم چې د اروپا په ویاړ نومول شوی دی.

ایزوټوپونه یې

امریسیم یو مصنوعي عنصر دی او د نورو ټولو مصنوعي عنصرنو په څېر طبیعي پایښت لرونکي ایزوټوپونه نه لري. تر اوسه یې ۱۹ رادیواکتیفي ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۲۳۱ څخه پیل او پر ۲۴۹ پای ته رسیږي. د دې عنصر لومړنی پېژندل شوی ایزوټوپ ^{241}Am دی چې پر ۱۹۴۴ ز کال سینتېز او جوړ شوی وو. د تر ټولو ډېر اوږده عمر لرونکي ایزوټوپونه یې یو د امریسیم-۲۴۳ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۷۳۷۰ کاله دی. بل یې د امریسیم-۲۴۱ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۴۳۲,۲ کاله دی. د نورو ټولو ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر ۵۱ ساعته لنډ دی، د ډېری هغو نیمایي عمر یې تر ۱۰۰ دقیقو هم لنډ دی. دا عنصر ۸ هسته یي ایزومیرونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه یې بیا تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د امریسیم-۲۴۲m ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۱۴۱ کاله دی.

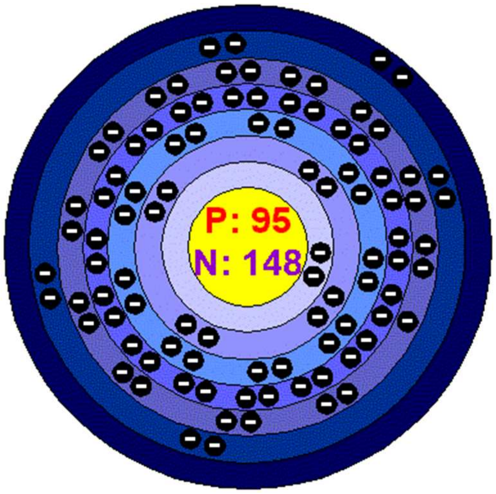
د امریسیم اتوم

د امریسیم د اتوم هسته له ۹۵ پروتونونو او ۱۴۸ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۹۵ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۷ انرژیکي سویې لري، په بله وینا د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۷ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۲، په پینځمه کې یې ۲۵، په شپږمه کې یې ۸، او په اوومه انرژیکي سویه

کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي . د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۴۳ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د امریسیم اتومي کتله ۲۴۳,۰۲۱۴ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[Rn]\ 5f^7\ 7s^2$ سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې ۱۷۳ پ. م دی.



انځور: د امریسیم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

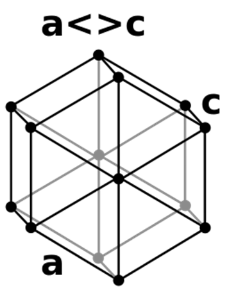
- د امریسیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې ۱۳,۶۷ ګرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. ګ په شمېر ۱۱۷۶ ده. (د ک په شمېر ۱۴۴۸ ده).

- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۲۶۰۷ ده. (د ک په شمېر **۲۸۸۰،۱۵** ده).
- د ويلي کېدو تودوالی يې ۱۰،۰ کيلوجوله\موله دی.
- د براس تودوالی يې **۲۳۸،۵** کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې **۲۵،۸۵** جوله\(کيلوين. موله) دی.
- مولي حجم يې **۲۰،۸** س. م. م \موله دی.

امريسيم سپينو زرو ته ورته رنگ لرونکی، کشېدونکی او د ښک وهلو وړتيا لرونکی فلز دی. له دې لامله چې دی الفا - وړانگه لري، نو په تياره کې رڼا کوي. دی تر هر څه ډېر کمپښه خاورينو عنصرونو ته ورته دی. امريسيم دوه الوتروپي بڼې لري. د تودوخې په ټيټو درجو کې بڼه يې شپږ څنډيز دوه گونی سېستم لري. کثافت يې **۱۳،۲۷** دی چې د تودوخې په **۱۰۷۴** س. گ درجو کې يې د بلوري جالۍ جوړښت په مکعبي محوري سېستم اوړي.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د امريسيم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډيز (هيگزاگونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارمترونه يې a=۳,٤٦٨ c=۱۱,۲٤ انگسترومه دي.



انځور: د امريسيم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډيز (هيگزاگونال) سېستم لري

کیمیایي خواص یې

- د امریسیم د ایون نیمایي قطر (e^{4+}) ۹۲ (e^{3+}) ۱۰۷ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۱٫۳ پاولینگه دی.
- الکترودي ځواک یې ۰٫۹۰- Am←Am^{4+} ، ۲٫۰۷- Am←Am^{3+} ، ۱٫۹۵- Am←Am^{2+} ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۲، ۵، ۴، ۳ دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۰٫۰ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۰٫۰۰) الکترون ولټه ده.

لاس ته راوړل یې

د امریسیم د ^{241}Am ایزوټوپ او سمهال په صنعتي کچې سره د <- Pu: Pu-۲۴۱ ^{241} د تجزیې پر مهال لاس ته راځي. د Am-۲۴۱ <- نیمایي عمر ۱۳٫۲ کاله دی، د بېتا ذره.

د ^{241}Am د پلوتونیم پرله پسې توب

د پلوتونیم د ^{241}Pu ایزوټوپ د یورانیم د ^{238}U ایزوټوپ د نیوترونونو د اشغال پر مهال په ټولو اټومي بټیو کې جوړیږي.

۱. ^{239}U => ^{238}U + n

۲. ^{239}Np => بېتا- تجزیه ^{239}U

۳. ^{239}Pu => بېتا- تجزیه ^{239}Np

۴. ^{240}Pu => ^{239}Pu + n

۵. ${}^{240}Pu + n => {}^{241}Pu$

۶. د ${}^{241}Pu$ بېټا - تجزیه (نیمايي عمر يې ۱۳،۲ کاله) ${}^{241}Am$ => (نیمايي عمر يې ۴۳۲،۲ کاله) .

لکه څنگه چې پلوتونیم-۲۴۱ زیاتره په نویو جوړو شویو د وسلې پلوتونیمو کې شتون لري نو امریسیم-۲۴۱ په داسې توکي کې زېرمه کيږي چې نیمايي عمر يې د پلوتونیم-۲۴۱ دی. نو پر دې بنسټ دی د وسلې د پلوتونیمو په جوړولو کې ارزښتناک رول لوبوي. د وسلې لپاره تازه چمتو شوي پلوتونیم له ۰،۵ څخه تر ۱،۰ سلنې پلوتونیم-۲۴۱ لري. د بټۍ پلوتونیم له ۵ تر ۱۵ سلنې او تر ۲۵ سلنې پلوتونیم-۲۴۱ لري. تر څو لسیزو وروسته به نږدې ټول پلوتونیم-۲۴۱ په امریسیم- ۲۴۱ کې تجزیه شي. د امریسیم-۲۴۱ د الفا- تجزیې انرژي او په پرتلیزه توگه د عمر لنډه موده يې لوړ منځنی رادیواکتیفیت او تودوخیزه وتنه ساتي، د ساري په توگه د پلوتونیم-۲۴۱ د یوه کیلوگرام تودوخیزه وتنه ۳،۴ واټه ده. د زړو وسله والو (د وسلې) پلوتونیمو د الفا او گاما فعالیت لویه برخه په امریسیم-۲۴۱ باندې ټاکل کيږي.

کارونه يې

د امریسیم تر ټولو د اوږده عمر لرونکی ایزوټوپ ${}^{243}Am$ دی چې نیمايي عمر يې ۸۰۰۰ کاله دی، د رادیوکیمیايي څېړنو او د کیمیايي عنصرونو په دوره يي جدول کې تر یورانیم ډېر وروسته عنصرونو، تر فیرمیم **Fm** پورې زېرمه کولو لپاره کاريږي.

د امریسیم د تر ټولو لومړني ایزوټوپ ${}^{241}Am$ کارونه ډېره بېلابېله ده. د دې ایزوټوپ د نیمايي عمر پېر ۴۳۳ کاله دی. دا ایزوټوپ د تجزیې پر مهال الفا- ذرې (۶۰ کیلو الکترون ولټه **keV**) او نرمې گاما- وړانگې خوشې کوي. د ساري په توگه د کلکو یا سختو گاما- کوانتومونو انرژي چې د کوبالټ-۶۰ ایزوټوپ له خوا د څو میگا الکترون ولټ **MeV** په

کچه خوشي کیږي . د امریسیم - **۲۴۱** له نرمې وړانګې خوشي کونې څخه ځان ساتنه په پرتلیزه توګه ساده ده او د دې لپاره یوازې د یو سانتي متر پربړ د سرپو قشر بسنه کوي. په صنعت کې د مېچولو او څېړنې لپاره داسې بېلابېلې الې کاریږي چې په جوړښت کې یې د امریسیم- **۲۴۱** ایزوټوپ کارېدلی، له دې شمېر څخه د پولادو د پربړوالي د پرله پسې مېچولو الې (له **۰,۵** څخه تر **۳** میلي متره پربړوالي) او د الومینیمو تر **۵۰** میلي مترو پټې، همدا راز د پاڼېزې ښیښې د مېچولو الې. د امریسیم-**۲۴۱** لرونکی سامان الات په رغاوه (صنعت) کې له پلاسټیکونو، په کیمیایي ډول جوړو شویو فېلمونو او کاغذونو څخه د الکتروستاټیک چارج (**Electrostatic charge**) د لرې کولو لپاره کاریږي . دا ایزوټوپ د لوګي مالومولو په ځینو حسګرونو کې دننه هم شتون لري (په یوه حسګر کې **۰,۲۲** ~ میکروګرامه وي).

د امریسیم-**m۲۴۲** هسته یې ایزومیر د تودوخیزو نیوترونونو د وېش لوړه مقطع لري (۲۰۰۰ بارنه)، پر یو وېش د بېلېدونکیو نیوترونونو لوی شمېر (**۳,۲**) او په پرتلیزه توګه د نیمایي عمر لوی پېر یانې **۱۴۱** کاله لري چې د لږ ځای نیونکیو اټومي بټیو لپاره د ډېر مناسب سونتوکي په توګه خدمت کوي (بحراني کتله یې **۳,۷۸** کیلوګرامه ده چې تر ده یوازې د کالیفورنیم **Cf** د ځینو ایزوټوپونو بحراني کتله کمه ده). داسې اټکل کیږي چې د امریسیم دا ایزوټوپ د ګرزنده ستوریو (سیارو) ترمنځ تګ راتګ کونکیو بېړیو د اټومي بټیو لپاره وکارول شي. خو تر اوسه یې لا د ګرامونو په کچه لاس ته راوړلو په اړه خبرې کیږي. داسې اټکل کیږي چې د امریسیم-**m ۲۴۲** هسته یې ایزومیر کېدای شي چې له ^{241}**Am** ایزوټوپه لاس ته راشي، ځکه چې یو ټن یې یو کیلوګرام امریسیم-**m۲۴۲** لري.

۹۶. کیوریم

کیوریم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د اوومې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۹۶ او سېمبول یې **Cm** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Curium**)، په انګلیسي کې (**Curium**) او په روسي ژبه کې (**Кюрий**) دی. دا یو سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی، تر فشار لاندې ښه بدلوونکی راډیواکتیفي عنصر دی. کیوریم یو مصنوعي تر یورانیم وروسته عنصرونو څخه دی. د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (**۷۴۴۰-۵۱-۹**) ده.

انځور: کیوریم سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی، تر فشار لاندې ښه بدلوونکی راډیواکتیفي عنصر دی

تاریخچه او د نامه ریښه یې

پر پلوټونیم **Pu** کیمیایي عنصر باندې د پوهانو د کار تر پای ته رسېدو وروسته د میټالورجۍ لابراتوار څېړونکیو پام تر یورانیم وروسته عنصرونو سینتېز ته راواوښت. په دې کار کې د امریکا متحدو ایالتونو کیمیاپوهانو «ګلین ټیوډور سیبورګ» (۱۹۱۲-۱۹۹۹)، امریکایي فیزیکپوه او کیمیاپوه «البرټ ګیورسو» (**۱۹۱۵-۲۰۱۰**)، «ل . او .

مورګان» او «ر. ا. جېمز» برخه واخیسته. د ډېرې اوږدې مودې په بهیر کې د **۹۵** او **۹۶** شمېرو کیمیایي عنصرونو سینتېزول او جلاکول نه شو ترسره کېدای، ځکه داسې اټکل کېده چې دوی به پلوتونیم ته ډېر ورته والی ولري او په ډېرې اسانۍ به تر شپږ ظرفیتي حالته اکسایډ کیږي. خو پر **۱۹۴۴** ز کال چې کله مالومه شوه چې دا عنصرونه د لانتانیډې ډول عنصرونه دي او د اکټینیډې په نامه ځانګړي ګروپ کې ګډون لري، نو سینتېز او بېل کړای شول. لومړی پر **۱۹۴۴** ز کال کیوریم سینتېز شو. دا عنصر په سیکلوټرون کې د الفا- ذرو پر مټ د پلوتونیم د **Pu**[۲۳۹] ایزوټوپ د بمبارۍ په پایله کې لاس ته راغی.

$$^{239}_{94}\mathrm{Pu} + {}^{4}_{2}\mathrm{He} \rightarrow {}^{242}_{96}\mathrm{Cm} + {}^{1}_{0}\mathrm{n}$$

له یو بل څخه د امریسیم **Am** او کیوریم **Cm** د جلا کولو کار له ستونزو سره تړلی وو، ځکه چې له کیمیایي پلوه دوی یو بل ته ډېر ورته دي. د جلاکېدو ستونزه د دوی په لومړیو نومونو «پانډیمونیم» او «ډیلیرویم» کې څرګنده شوې چې په لاتیني ژبه کې یې مانا «دوزخ» او «هذیان، چټیات» ده. دا عنصرونه د ایوني تبادلې د مېتود پر مټ له یو بل څخه جلا کړای شول.

کیوریم پر **۱۹۴۷** ز کال د امریکایي رادیوکیمیاپوه «ایساډور پیرلمن» (**۱۹۱۵-۱۹۹۱**) او «ای. پیرلمن» له خوا بېل کړای شو، په دې ډول چې امریسیم هایډروکسایډ ته یې د نیوترنونو پر مټ وړانګه ورکړه او کیوریم یې د هایډروکسایډ په بڼه لاس ته راوړ.

د کیوریم کیمیایي عنصر پر **۱۹۰۳** ز کال پرانسي کیمیاپوه «پیر کیوري» (**۱۸۵۹-۱۹۰۶**) او پولنډۍ فیزیکپوه او کیمیاپوه «ماریيا سکلودوفسکایا کیوري» په ویاړ ونومول شو.

لاس ته راوړل یې

د کیوریم د ایزوټوپونو نومېرنه او ټاکنه په اټومي بټیو کې ترسره کیږي . د نښه ییزو عنصرونو د اتومونو هستې په پرله پسې ډول د نیوترونونو پر مټ اشغالیږي او په دې ډول د کیوریم اتومونه زېرمه کیږي . په پوره کچه د کیوریم تر زېرمه کېدو وروسته دی د کیمیایي پاکونې او چاڼلو مېتود پر مټ سره راټولیږي او د کیوریم اکسایډ جوړیږي.

کیوریم یو ډېر قیمتي فلز دی. په اوسني وخت کې یوازې د اټومي ټکنالوجۍ په تر ټولو ډېرو ارزښتناکو څانګو کې کاریږي. خو بیا هم په امریکا متحدو ایالتونو او روسیه کې د کیوریمي پروګرامونو په نامه پروژې شته چې بنسټیزې دندې یې دا دي:

۱. وړانګه خپروونکي سونتوکي کې د کیوریم د کچې ډېرول.

۲. د کیوریم د چاڼ بهیر ډېر لنډول.

۳ . سونتوکي ته د وړانګې ورکولو د معقولې ټکنالوجۍ او د سونتوکیزو ترکیبي توکیو جوړول.

۴. د کیوریم د بیې ټیټول.

دا له دې سره تړلې چې د کیوریم د کارېدنې په بنسټیزو څانګو کې دې عنصر ته تقاضا د ده تر عرضې ډېر ګرایه زیاته ده. د کیوریم پوره کچه لاس ته راوړل کولای شي چې د کیهاني کومپاکتو بټیو، د اټومي انجن لرونکیو الوتکو او نورو د تولید ستونزه هواره کړي.

د روسیې د پوهنو اکاډمۍ د ۲۰۱۰ ز کال د اپرېل د ۲۳ د رپوټ له مخې د اکاډمیسین «ولادیمیر الېکساندروویچ تارتاکوفسکي» تر مشرۍ لاندې د روسیې د اولیانوفسک

ولایت د دمیتروفگراد ښار د اټومي بټیو د پوهنیز-څېړنیز انستیتوت د څېړنیزو بټیو پر بنسټ د کیوریم-۲۴۴ د تولید ډېره کمپښنه ټکنالوجي جوړه شوې ده.

کارونه یې

کیوریم-۲۴۲ ایزوټوپ د اکسایډ په بڼه (کثافت یې ۱۱,۷۵ او د نیمایي عمر پېر یې ۱۲۲ ورځې دی) د انرژۍ د ډېرو پیاوړیو رادیوایزوټوپي سرچینو د تولید لپاره کارېږي، چې د انرژۍ تولید یې په یو س. م. م کې ۱۱۲۹ واټه دی او یو گرام فلزي کیوریم نږدې ۱۲۰ واټه انرجي تولیدوي.

د کیوریم پر بنسټ د تودوخې د بې خطره جوړو شویو سرچینو ښه والی هغه فاکټ دی چې کیوریم په اصل کې د الفا- وړانگې پاک او سوچه خپروونکی دی. د ۱ گرام کیوریم الفا- تجزیې انرژي په یو کال کې تخمینن ۴۸۰ کیلوواټ ساعته ده.

د دې عنصر د کارونې ارزښتناکه ځانگه د ځانگړیو اټومي بټیو د چالانولو (اور لگولو) لپاره د لوړ ځواک نیوتروني سرچینو تولید دی. په دې وروستیو کلونو کې نه یوازې د انجنیرانو په ذهنونو، بلکې په تولید کې هم د کیوریم تر دې هم بل درانده کیوریم-۲۴۴ ایزوټوپ ځای نیولی دی. د دې ایزوټوپ نیمایي عمر ۱۸,۱ کاله دی او دی هم د الفا- وړانگې خپروونکی دی. یو ۱ گرام یې نږدې ۲,۸۳ واټه انرژي تولیدوي. خو د کیوریم-۲۴۴ ایزوټوپ هم د نیوترونونو د په خپل سر خوشي کولو ډېر لوی احتمال لري (۱,٤*۱۰^-٦ نیوترونونه\بیکریله) او د ځینو بټیو د کارېدلیو اټومي سونتوکیو په رادیوسیوني ډگر کې ښه لویه ونډه لري. د کیوریم-۲۴۵ ایزوټوپ چې نیمایي عمر یې ۳۳۲۰ کاله دی، د لوړې تولیدي انرژۍ لړ ځای نیونکیو (کومپاکتو) اټومي بټیو د جوړېدو لپاره ښه راتلونکې لري او اوسمهال د دغه ایزوټوپ د گټور تولید لارې چارې لټول کیږي.

ایزوټوپونه یې

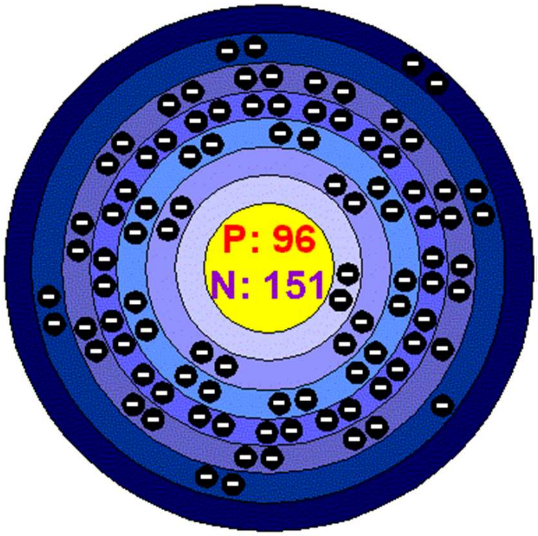
کیوریم یو مصنوعي عنصر دی چې په ځانګړیو هسته یي (اټومي) بټیو کې جوړیږي. دا عنصر پایښت لرونکي (تلپاتې) ایزوټوپونه نه لري. تر اوسه یې ۲۱ ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۲۳۲ څخه پیل او پر ۲۵۲ پای ته رسیږي. لومړنی ^{242}Cm ایزوټوپ یې پر ۱۹۴۴ ز کال سینتېز شوی وو. د دې عنصر د تر ټولو ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{247}Cm ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۵۶۰۰۰۰۰ کاله دی. بل یې د ^{248}Cm ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۳۴۸۰۰۰ کاله دی. بل یې د ^{245}Cm ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۸۵۰۰ کاله دی. بل یې د کیوریم-۲۵۰ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۸۳۰۰ کاله دی، او بل یې هم د کیوریم-۲۴۶ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۴۷۶۰ کاله دی. د دې عنصر له هسته یي ایزومیرونو څخه د تر ټولو ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{244m}Cm ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۳۴ میلي ثانیې دی.

د کیوریم اتوم

د کیوریم د اتوم هسته له ۹۲ پروټونونو او ۱۵۱ نیوټرونونو جوړه ده. د اتوم هستې په شاوخوا کې یې ۹۲ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۷ ده، په بله وینا د کیوریم اتوم ۷ انرژیکي سویې لري. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۲، په پېنځمه کې یې ۲۵، په شپږمه کې یې ۹، او په اوومه انرژیکي سویه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروټونونو او نیوټرونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۴۷ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د کیوریم اتومي کتله ۲۴۷,۰۷۰۳ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Rn]\ 5f^{7}\ 6d^{1}\ 7s^{2}$ سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمايي قطر يې ۲۹۹ پ. م دی.



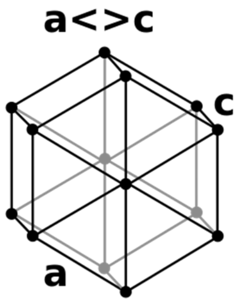
انځور: د کیوریم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص يې

- د کیوریم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې ۱۳,۵۱ گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۱۳۴۰ ده. (د ک په شمېر ۱۶۱۳ ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۳۱۱۰ ده. (د ک په شمېر ۳۳۸۳ ده).
- د تودوالي مولي ظرفیت يې ۲۷ جوله\(کیلوین. موله) ده.
- مولي حجم يې ۱۸,۲۸ س. م. م\موله دی.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د کيوريم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډيز (هيګزاګونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې a=۳,٤۹٦ c=۱۱,۳۳ انګسترومه دی.



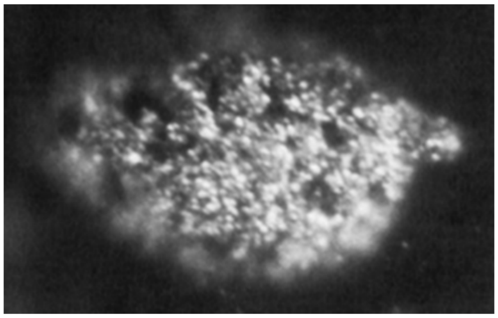
انځور: د کيوريم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډيز (هيګزاګونال) سېستم لري

کيميايي خواص يې

- د کيوريم الکتروني منفيت ۱,۳ پاولينګه دی.
- الکترودي ځواک يې ۲,۰٦- Cm^{3+}←Cm ، ۱,۲- Cm^{2+}←Cm ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجې يې ۴ ، ۳ دي.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې ۵۸۱ کيلوجوله\موله ده . يا په بل شمېر (٦,٠٢) الکترون ولټه ده.

۹۷. بیرکیلیم

بیرکیلیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د اوومې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۹۷ او سېمبول یې Bk دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Berkelium**)، په انګلیسي کې (**Berkelium**)، او په روسي ژبه کې (**Бéрклий**) دی. دا یو مصنوعي جوړ شوی، رادیواکتیفي، د اکټینیډي ګروپ او په دوره یي جدول کې تر یورانیم وروسته عنصر دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (۷۴۴۰-۴۰-۶) ده.



انځور: بیرکیلیم سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی، مصنوعي جوړ شوی، رادیواکتیفي، د اکټینیډي ګروپ عنصر دی

تاریخچه او د نامه ریښه یې

بیرکیلیم پر ۱۹۴۹ ز کال د امریکا متحدو ایالتونو د کالیفورنیا ایالت د بیرکلي ښار په ملي لابراتوار کې د «س. تومپسن»، «ګلین ټیوډور سیبورګ» او «البرټ ګیورسو» له خوا په ۲۰ اینچه ګرډي کوونکي ماشین (سیکلوټرون) کې د الفا - ذرو پر مټ د امریسیم-۲۴۱ ایزوټوپ د بمبارۍ په پایله کې ترلاسه شو، چې د تعامل معادله یې دا ده:

$$^{241}_{95}\mathrm{Am} + ^{4}_{2}\mathrm{He} \rightarrow ^{243}_{97}\mathrm{Bk} + 2^{1}_{0}\mathrm{n}$$

۹۷ شمېره کیمیايي عنصر د ۹۴ شمېرې پلوتونیم، ۹۵ شمېرې امریسیم، او ۹۶ شمېرې کیوریم عنصرونو تر لاس ته راوړلو وروسته د کیمیاپوه «سیبورگ» د ډلې له خوا لاس ته راوړل شو. د ۹۶ کیمیايي عنصر تر سینتېز وروسته پېنځه کلن ځنډ له دې سره تړلی وو چې د امریسیم د ^{241}Am ایزوټوپ د نښې لپاره توکي شتون نه درلود. د دې نوي عنصر د کیمیايي بېلونې او پېژندنې لپاره تر دې مهاله له ښه تمرین شوي او تکرار شوي مېتود یانې د ایوني تبادلې کروماتوګرافي وکارول شوه.

د نامه ریښه یې: بیرکیلیم د تیربیم **Tb** عنصر کیمیايي جوړه ده، یا دویم ډول دی چې په سویډن کې یې د (**Ytterby**) د کلي له نامه څخه نوم ورته غوره شوی او هماغلته نږدې یې مینرال موندل شوی او په همدغه مینرال کې د نورو کمپښنه خاورینو عنصرونو تر څنګ تیربیم هم موندل شوی وو. ځکه خو داسې پرېکړه وشوه چې د بیرکلي ښار د نامه په ویاړ ونومول شي، ځکه چې لومړی ځل په همدغه ښار کې لاس ته راغلی دی.

ایزوټوپونه یې

لکه څنګه چې بیرکیلیم یو مصنوعي کیمیايي عنصر دی نو پر دې بنسټ لکه د نورو ټولو مصنوعي عنصرونو په څېر پایښت لرونکي ایزوټوپونه نه لري. لومړنی د ^{243}Bk ایزوټوپ یې پر ۱۹۴۹ ز کال سینتېز شوی دی. تر اوسه د دې عنصر ۲۰ رادیوایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۲۳۵ څخه پیل او پر ۲۵۴ پای ته رسیږي او هغه شمېرې ۲۳۵، ۲۳۶، ۲۳۷، ۲۳۸، ۲۳۹، ۲۴۰، ۲۴۱، ۲۴۲، ۲۴۳، ۲۴۴، ۲۴۵، ۲۴۶، ۲۴۷، ۲۴۸، ۲۴۹، ۲۵۰،۲۵۱، ۲۵۲، ۲۵۳، او ۲۵۴ دي. دا ټول ایزوټوپونه یې رادیواکتیفي دی. تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي ایزوټوپونه یې یو د بیرکیلیم-۲۴۷ ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۱۳۸۰ کاله دی. بل یې د بیرکیلیم-۲۴۸ ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۹ کاله دی. بل یې د بیرکیلیم-۲۴۹ ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۳۳۰ ورځې دی. د نورو ایزوټوپونو نیمايي عمر یې له میکروثانیو نیولې تر څو ورځو پورې دی. د ^{249}Bk ایزوټوپ یې د

سینتېز لپاره ساده دی او په ټوله کې نرمې الفا- ذرې خوشې کوي چې په اسانۍ نه کشفیږي او نه موندل کیږي. د دې عنصر ۶ هسته یي ایزومیرونه هم پېژندل شوي دي.

د دې عنصر ټول ایزوټوپونه په هسته یي تعاملونو کې په زښتې ډېرې لږې کچې سره جوړیږي. یوازې د ^{۲۴۹}Bk ایزوټوپ یې په بټیو کې یورانیم، پلوتونیم، امریسیم او کیوریم ته په وړانګو ورکولو سره په څه ناڅه د یادولو وړ کچې سره جوړیږي. په تودوخیزو نیوترونونو د ده د هستو د وېش وړتیا د یورانیم د ^{۲۳۵}U او د پلوتونیم د ^{۲۳۹}Pu ایزوټوپونو په پرتله څو ګرایه لوړه ده.

د بیرکیلیم د ^{۲۴۵}Bk، ^{۲۴۷}Bk او ^{۲۴۹}Bk ایزوټوپونو د الفا-وړانګو منځنۍ انرژي ۷,۴۵۰۱۰$^{-۳}$، ۵,۷۰ او ۷,۹۴۰۱۰$^{-۵}$ میګا الکترون ولټه **MeV** ده.

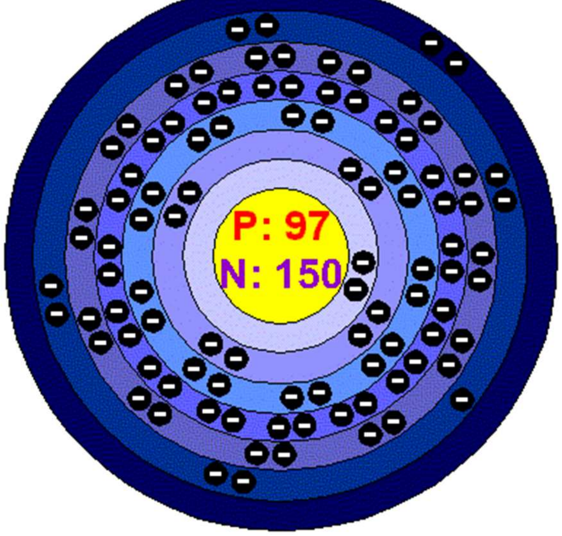
د بیرکیلیم اتوم

د بیرکیلیم د اتوم هسته له ۹۷ پروتونونو او ۱۵۰ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۹۷ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۷ ده، په بله وینا د دې عنصر اتوم ۷ انرژیکي سوېې لري. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۲، په پېنځمه کې یې ۲۲، په شپږمه کې یې ۹، او په اوومه انرژیکي سویه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۴۷ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د بیرکیلیم اتومي کتله ۲۴۷,۰۷۰۳ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول **[Rn] ۵f^{۹} ۷s^{۲}** سره ښودل کیږي.

- د اتوم نیمایي قطر یې **۲۹۷** پ. م دی.



انځور: د بیرکیلیم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

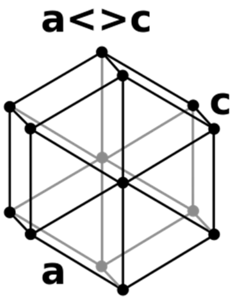
- د بیرکیلیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۱۳,۲۵** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۹۸۲** ده. (د ک په شمېر **۱۲۵۹** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۲۶۲۷** ده. (د ک په شمېر **۲۹۰۰** ده).

بیرکیلیم یو رادیو اکتیفي فلز دی چې سپینو زرو ته ورته رنګ لري.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د بیرکیلیم د بلوري جالۍ جوړښت شپږخنډیز (هیګزاګونال) سېستم لري.

- د جالۍ پارامترونه يې c=۱۱,۰۷ a=۳,٤١٦ دي.



انځور: د بيرکيليم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډيز (هيګزاګونال) سېستم لري

کيميايي خواص يې

- د بيرکيليم الکتروني منفيت ۱,۳ پاولينګه دی.
- الکترودی ځواک يې $Bk \leftarrow Bk^{4+}$ -۱,۰۵ ، $Bk \leftarrow Bk^{3+}$ -۲,۰۱ ، $Bk \leftarrow Bk^{2+}$ - ۱,٦ ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجې يې ۴ ، ۳ دي.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې ۰,۰ کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمېر (۰,۰۰) الکترون ولټه ده.

دا مالومه شوې چې بيرکيليم د تعامل کولو ډېره وړتيا لري. دی په خپلو ګڼ شمېر مرکبونو کې د اکسايډ جوړولو تر ډېره بريده ۳+ او ۴+ درجې ښيي. د څلورظرفيتي بيرکيليم شتون دا شونتيا برابروي چې دا عنصر له نورو اکتينيډونو او لانتانيډونو څخه بېل کړای شي، او هغوی خو يا داسې ظرفيت (والينټ) نه لري او يا هم په سختۍ دې ظرفيت ته تېرېږي.

دا عنصر له اکسيجن O_2 سره تعامل کوي او بيرکيليم اکسايډ **BkO** او بيرکيليم ډای اکسايډ **BkO_2** جوړوي. له هالوجينونو او سولفور سره هم تعامل کوي. د بيرکيليم دوه

گونې مالگې او فلزي عضوي مرکبونه پېژندل شوي دي. له غیرعضوي (کاني) او عضوي تېزابونو سره مجموعي مرکبونه جوړوي. د دې عنصر مرکبونه په محلول کې د اکسایډ جوړولو په ۳+ درجه کې تر ټولو ډېر پایدار دي. د پي ایچ pH پر مهال، الکلي چاپیریال ته نږدې، Bk^{3+} نه حلېدونکی بازي هایډروکسایډ جوړوي. د بیرکیلیم اکسایډونه، فلورایډونه، فاسفاټونه او کاربوناټونه په اوبو کې نه حلیږي. بیرکیلیم په څلورظرفیتي حالت کې پیاوړی اکسایډ کوونکی دی.

لاس ته راوړل یې

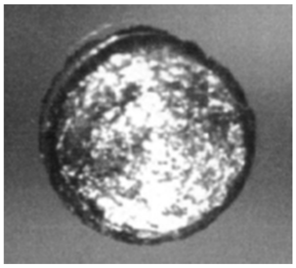
د بیرکیلیم هغه ایزوټوپونه چې د کتلو شمېرې یې تر ۲۴۸ پورې دي، د امریسیم یا کیوریم له همدغو شمېرو لرونکیو ایزوټوپونو څخه د (α, n) یا (α, p, n) تعاملونو پر مټ لاس ته راځي. د بیرکیلیم-۲۴۹ ایزوټوپ یې په اټومي بټۍ کې د یورانیم ^{238}U یا پلوتونیم ^{239}Pu ایزوټوپونو ته د نیوترونونو پر مټ وړانګې ورکولو سره لاس ته راځي. د بیرکیلیم-۲۵۰ ایزوټوپ یې د ^{249}Bk ایزوټوپ ته په (γ, n) تعامل سره وړانګې ورکولو پر مټ لاس ته راځي.

کارونه یې

د دې عنصر د ^{249}Bk ایزوټوپ د کالیفورنیم Cf د ایزوټوپونو د لاس ته راوړلو لپاره کاریږي. همدا راز د ۱۱۷ شمېرې عنصر د لاس ته راوړلو لپاره کارېدلی دی.

۹۸. کالیفورنیم

کالیفورنیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د اوومې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۹۸ او سېمبول یې **Cf** دی . د دې عنصر نوم په انګلیسي ژبه کې (**Californium**) او په روسي ژبه کې (**Калифорний**) دی. دا یو سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی رادیو اکتیفي فلز دی. د کالیفورنیم د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره (۳-۷۱-۷۴۴۰) ده.



انځور: کالیفورنیم سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی رادیو اکتیفي فلز دی

تاریخچه او د نامه ریښه یې

کالیفورنیم پر **۱۹۵۰** ز کال د امریکا متحدو ایالتونو د کالیفورنیا ایالت د بیرکلي ښار په پوهنتون کې د کیمیاپوه «ګلین ټیوډور سیبورګ» د ډلې له خوا په مصنوعي ډول جوړ او لاس ته راوړل شو. د کالیفورنیم لومړني جامد مرکبونه $^{۲۴۹}Cf_۲O_۳$ او $^{۲۴۹}CfOCl$ پر **۱۹۵۸** ز کال لاس ته راغلل.

دا عنصر په بیرکلي ښار کې د کالیفورنیا پوهنتون په ویاړ «کالیفورنیم» نومول شوی، ځکه چې لومړی ځل په همدغه ځای کې جوړ شو. د دې عنصر جوړوونکیو ولیکل، په دې نامه سره دوی غوښتل وښیي چې د دې نوي کیمیایي عنصر جوړول هم هماغسې یو

ستونزمن کار وو لکه یوه پېښه، پخوا چې د امریکا مخکښان د کالیفورنیا سیمې ته رسېدلي ول.

لاس ته راول یې

کالیفورنیم په اټومي بټیو کې د نیوترونونو پر مټ پلوتونیم ته د دوامدارې وړانګې ورکولو په پایله کې لاس ته راځي. فلزي کالیفورنیم د لیتیم **Li** پر مټ له کالیفورنیم فلورایډ CfF_3 څخه د راجلا کولو او نړه کولو په پایله کې لاس ته راځي چې د تعامل معادله یې دا ده:

$$CfF_3 + 3Li = Cf + 3LiF,$$

یا د کلسیم **Ca** پر مټ له کالیفورنیم اکسایډ Cf_2O_3 څخه د راجلا کولو او نړه کولو په پایله کې لاس ته راځي:

$$Cf_2O_3 + 3Ca = 2Cf + 3CaO.$$

کالیفورنیم له نورو اکټینیډي عنصرونو څخه د ایکستریکشن (**Extraction**) یا هم د کروماتوګرافۍ (**Chromatography**) مېتودونو پر مټ لاس ته راځي.

ایزوټوپونه یې

کالیفورنیم یو مصنوعي کیمیایي عنصر دی او په طبیعي ډول په طبیعت کې نه موندل کیږي. پر دې بنسټ دا عنصر پایښت لرونکي ایزوټوپونه هم نه لري. دا عنصر ۲۰ رادیواکټیفي ایزوټوپونه لري چې د کتلو شمېرې یې له **۲۳۷** څخه پیل او پر **۲۵۶** پای ته رسیږي. له دې شمېر ایزوټوپونو څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{251}Cf ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۹۰۰ کاله دی ($T_{1/2}$=۹۰۰). بل یې د ^{249}Cf ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۳۵۱** کاله دی. بل یې د ^{250}Cf ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۱۳,۰۸**

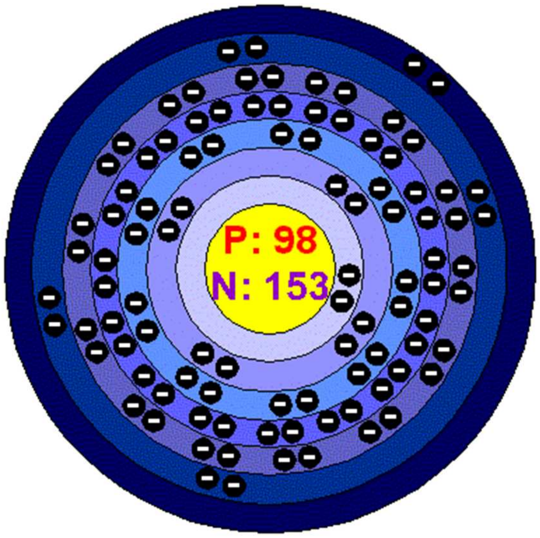
کاله دی، او بل یې هم د ^{252}Cf ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۲,۲۴۵** کاله دی. د نورو ټولو ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر یوه کاله لنډ دی، د ډېری هغو نیمایي عمر یې تر **۲۰** دقیقو هم لنډ دی.

د کالیفورنیم اتوم

د کالیفورنیم د اتوم هسته له **۹۸** پروتونونو او **۱۵۳** نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې **۹۸** الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم **۷** انرژیکي سوېې لري، په بله وینا د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره **۷** ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې **۲**، په دویمه کې یې **۸**، په درېیمه کې **۱۸**، په څلورمه کې یې **۳۲**، په پېنځمه کې یې **۲۸**، په شپږمه کې یې **۸**، او په اوومه انرژیکي سویه کې یې **۲** الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) **۲۵۱** دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د کالیفورنیم اتومي کتله **۲۵۱,۰۷۹۲** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول **$[Rn]\ 5f^{10}\ 7s^{2}$** سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې **۲۹۵** پ م دی.



انځور: د کالیفورنیم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

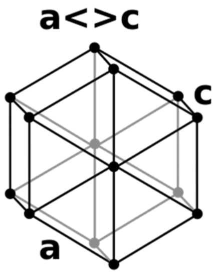
- د کالیفورنیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۱۵,۱** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۹۰۰** ده. (د ک په شمېر **۱۱۷۳,۱۵** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۱۴۷۰** ده. (د ک په شمېر **۱۷۴۳** ده).
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۹** جوله\(کیلوین. موله) دی.

کالیفورنیم ډېر الوتونکی (هوا ته پورته کېدنکی) فلز دی. دا عنصر دوه پولي مورفي بڼې لري. د تودوخې تر ۲۰۰ س. گ ټیټو درجو کې یې د الفا-بڼه ده چې پایداره او د بلوري جالۍ جوړښت یې شپږخنډیز (هیگزاگونال) سېستم لري. د جالۍ پارامترونه یې **a = ۰,۳۳۹, c**

۱,۱۰۱ = نانومتره دي. د تودوخې تر ۷۰۰ س. ګ لوړو درجو کې يې د بېټا - بڼه شتون لري چې د بلوري جالۍ جوړښت يې مکعبي محوري سېستم لري.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د کالیفورنیم د بلوري جالۍ جوړښت شپږخنډيز (هيګزاګونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې a=۳,۳۸ c=۱۱,۰۲ انګسترومه دي.



انځور: د کالیفورنیم د بلوري جالۍ جوړښت شپږخنډيز (هيګزاګونال) سېستم لري

کيميايي خواص يې

- د کالیفورنیم الکتروني منفيت ۱,۳ پاولينګه دی.
- الکترودي ځواک يې ۱,۹۳- $Cf \leftarrow Cf^{3+}$ ، ۲,۱- $Cf \leftarrow Cf^{2+}$ ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجې يې ۲+، ۳+، ۴+ دي.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې ۶,۰ کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمېر (۶,۰۰) الکترون ولټه ده.

کاليفورنيم د کيميايي خواصو له پلوه لانتانيډونو ته ورته دی. د کاليفورنيم هاليډونه CfX_3 (X د هالوجيني عنصر اتوم دی)، او اکسي هاليډونه CfOX سينتېز شوي دي. د کاليفورنيم ډای اکسايډ CfO_2، ډای کاليفورنيم ترای اکسايډ Cf_2O_3 تر ۱۰ ميګاپاسکال

MPa فشار لاندې د اکسيجن O_2 د تودولو پر مهال اکسایډ کیږي. د Cf^{3+} پر مرکبونو باندې د پیاوړیو اکسایډ جوړوونکیو د اغېز په کولو سره Cf^{4+} په محلولونو کې لاس ته راوړل کیږي. د جامد کالیفورنیم ډای ایوډایډ CfI_2 سینتېز شوی دی. د اوبو له محلولونو څخه یې Cf^{3+} په الکترو کیمیایي مېتود سره تر Cf^{2+} جوړیږي.

کارونه یې

د کالیفورنیم د ^{252}Cf ایزوټوپ تر نورو ټولو ډېر کاریږي. دا ایزوټوپ د نیوتروني فعالېدو شننه (Neutron activation analysis) کې، او د پړسوبونو په وړانگیزه تیراپۍ کې کاریږي. سربېره پر دې، د ^{252}Cf ایزوټوپ د هستو د پخپل سر وېش د څېړنې په ازمایښتونو کې هم کاریږي.

۹۹. اینشټینیم

اینشټینیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د اوومې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۹۹ او سېمبول یې Es دی. د دې عنصر نوم په انگلیسي ژبه کې (Einsteinium) او په روسي ژبه کې (Эйнштейний) دی. دا د کیمیایي عنصرونو په دوره یي جدول کې تر یورانیم وروسته عنصرونو څخه یو رادیو اکتیفي مصنوعي عنصر دی چې سپینو زرو ته ورته رنگ لري او د ثبت د سي اې اېس (CAS) شمېره یې (۷-۹۲-۷۴۲۹) ده.

انځور : اینشټینیم یو رادیواکتیفي مصنوعي کیمیایي عنصر دی چې سپینو زرو ته ورته رنګ لري

تاریخچه یې

د اینشټینیم عنصر د **۱۹۵۲** ز کال په ډیسمبر کې د امریکایي فیزیکپوه او کیمیاپوه «البرټ ګیورسو» (**۱۹۱۵-۲۰۱۰**) تر مشرۍ لاندې د یوې ډلې له خوا له اټومي ازمایښت څخه پاتې شویو توکیو څخه بېل کړای شو . دا عنصر د نامتو فیزیکپوه «البرټ اینشټین» (**۱۸۷۹-۱۹۵۵**) په ویاړ د «اینشټینیم» په نامه ونومول شو .

ایزوټوپونه یې

اینشټینیم یو مصنوعي کیمیایي عنصر دی چې په اټومي بټیو کې جوړیږي او پایښت لرونکي ایزوټوپونه نه لري. د اینشټینیم عنصر **۱۹** رادیواکتیفي (بې پایښته) ایزوټوپونه او **۳** یې ایزومیري حالتونه (هسته یي ایزومیرونه) پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له **۲۴۰** څخه پیل او پر **۲۵۸** پای ته رسیږي. د ایزوټوپونو له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{252}Es ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۴۷۱،۷** ورځې دی . بل یې د

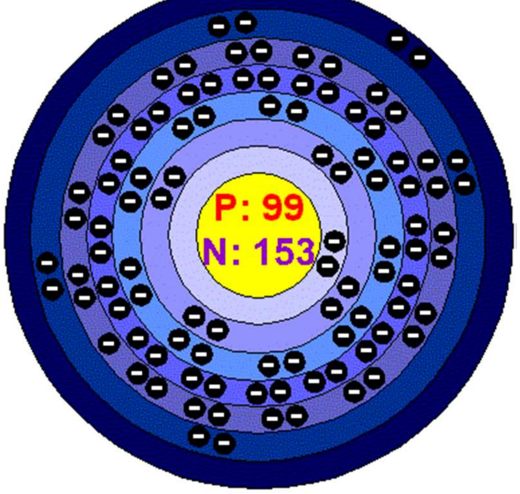
^{۲۵۴}Es ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۲۷۵,۷ ورځې دی. بل یې د ^{۲۵۵}Es ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۳۹,۸ ورځې دی. بل یې د ^{۲۵۳}Es ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۲۰,۴۷ ورځې دی. د نورو ټولو ایزوټوپونو نیمايي عمر یې تر ۴۰ ساعته لنډ دی، د ډېری نیمايي عمر یې تر ۳۰ دقیقو هم لنډ دی. له دریو هسته یي ایزومیرونو څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{۲۵۴m}Es ایزومیر دی چې نیمايي عمر یې ۳۹,۳ ساعته دی.

د اینشټینیم اتوم

د اینشټینیم د اتوم هسته له ۹۹ پروتونونو او ۱۵۳ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۹۹ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۷ ده، په بله وینا د دې عنصر اتوم ۷ انرژیکي سویې لري. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۲، په پېنځمه کې یې ۲۹، په شپږمه کې یې ۸، او په اوومه انرژیکي سویه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۵۲ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د اینشټینیم اتومي کتله ۲۵۲,۰۸۳ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[Rn]\ ۵f^{۱۱}\ ۷s^{۲}$ سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمايي قطر یې ۲۹۲ پ. م دی.



انځور: د اینشټینیم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د اینشټینیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۱۳,۵** ګرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. ګ په شمېر **۸۲۰** ده. (د ک په شمېر **۱۱۳۳** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. ګ په شمېر **۹۹۲** ده. (د ک په شمېر **۱۲۶۹** ده).

اینشټینیم یو رادیواکتیفي فلز دی، د اکټینایډي ګروپ په عنصرونو پورې اړه لري.

کیمیایي خواص یې

- د اینشټینیم الکتروني منفیت **۱,۳** پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک یې ۲,۰- Es^{3+}←**Es** ، ۲,۲- Es^{2+}←**Es** ولتېه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې **۲**، **۳**، **۴** دي.

- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۶۱۹ کیلوجوله\موله، (الکترون ولټه) ده.

اینشټینیم په مرکبونو کې د اکسایډ جوړولو ۲+ او ۳+ درجې نیسي. د بېلګې په توګه یې د ده ایوډایډ EsI_3 خدمت کولای شي. د اوبو په عادي محلول کې اینشټینیم په ترټولو ډېرې پایداره بڼه د Es^{3+} د ایونونو په بڼه کې شتون لري (زرغون رنګ خپلوي). د الوتلو (هوا کولو) ډېره وړتیا لري، کېدای شي چې د لیتیم Li په مرسته له اینشټینیم ترای فلورایډ EsF_3 څخه لاس ته راشي. د دې عنصر ګڼ شمېر جامد مرکبونه سینتېز شوي او څېړل شوي، لکه د اینشټینیم (III) اکسایډ Es_2O_3، اینشټینیم ترای کلورایډ $EsCl_3$، اینشټینیم اکسي کلورایډ EsOCl ، اینشټینیم برومایډ $EsBr_2$ ، اینشټینیم ترای برومایډ $EsBr_3$ ، اینشټینیم ډای ایوډایډ EsI_2 او اینشټینیم ترای ایوډایډ EsI_3 .

کارونه یې

اینشټینیم په سیکلوټرون ماشین کې د هیلیم He د هستو پر مټ د بمبارۍ په پایله کې د مندلیفیم Md کیمیایي عنصر د لاس ته راوړلو لپاره کاریږي.

۱۰۰. فیرمیم

فیرمیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د اوومې دورې یو عنصر دی چې اتومي او پرله پسې شمېره یې ۱۰۰ او سېمبول یې Fm دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (Fermium)، په انګلیسي کې (Fermium) او په روسي ژبه کې (Фéрмий) دی. دا یو رادیواکتیفي، په دوره یي جدول کې تر یورانیم وروسته، په اکټینیډي ګروپ پورې تړلی مصنوعي عنصر دی. د فیرمیم د ثبت د سي اې اېس (CAS) شمېره (۴-۷۲-۷۴۴۰) ده.

تاریخچه او د نامه ریښه یې

فیرمیم لومړی ځل د ۱۹۵۲ ز کال په پای کې د امریکایي فیزیکپوه او کیمیاپوه «البرټ گیورسو» او د امریکا متحدو ایالتونو د «لوس الامس» ملي لابراتوار د نورو پوهانو له خوا د ^{255}Fm ایزوټوپ په بڼه لاس ته راغی چې نیمایي عمر یې ۲۰،۱ ساعته دی او هغه مهال په هغه گرد کې پیدا شو چې د امریکا متحدو ایالتونو له خوا د ۱۹۵۲ ز کال د نوامبر پر ۱ ترسره شوې لومړنۍ هایډروجني چاودنې وروسته راپیدا شوی وو . موندل شوی ایزوټوپ د یورانیم د ^{238}U ایزوټوپ د هستو پر مټ د ۱۷ نیوترونونو د پر له پسې اشغال او د اتو ۸ (β^-) بېتا- منفي- تجزیو پر مټ، چې نیوترونونه یې په پروتونونو بدل کړي او د ایزوټوپ اتومي شمېره یې ډېره کړې، جوړ شوی دی.

فیرمیم د ایټالوي او امریکایي فیزیکپوه، پر ۱۹۳۸ ز کال د فیزیک په څانگه کې د نوبل ډالۍ گټونکي «اینریکو فیرمي» (۱۹۰۱-۱۹۵۴) په ویاړ نومول شوی او نوم یې د ده له نامه څخه اخیستل شوی دی.

لاس ته راوړل یې

فیرمیم په سیکلوټرون ماشین کې د نیون Ne، اکسیجن O_2، یا کاربون C د ایونونو پر مټ توریم، یورانیم، پلوتونیم ته د وړانگې ورکولو په بهیر کې جوړېږي او لاس ته راځي . د فیرمیم د لاس ته راوړلو بله لار په اټومي بټۍ کې د پلوتونیم د ایزوټوپونو د مخلوط د نیوترونونو پر مټ کیوریم یا کالیفورنیم ته وړانگه ورکول دي.

ایزوټوپونه یې

فیرمیم یو مصنوعي کیمیایي عنصر دی چې په اټومي بټیو یا هم سیکلوټرون کې جوړېږي او پایښت لرونکي ایزوټوپونه نه لري. د دې عنصر ټول ایزوټوپونه رادیواکتیفي دي. تر

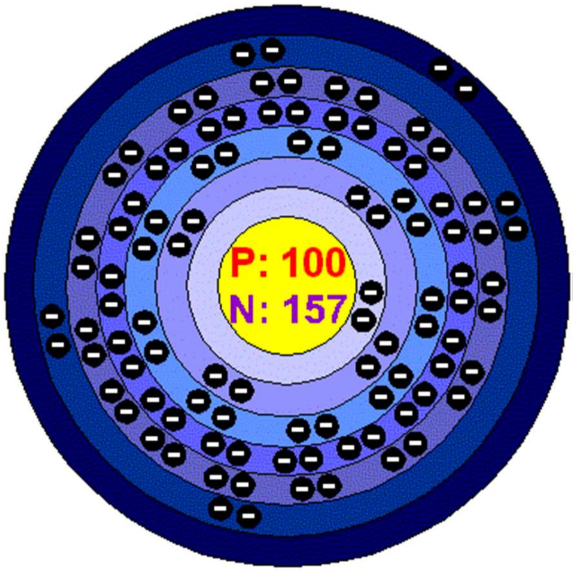
اوسه یې ۲۰ رادیواکتیفي ایزوټوپونه او ۲ هسته یي ایزومیرونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۲۴۱ څخه پیل او پر ۲۷۰ پای ته رسیږي . د ډېر اوږده عمر لرونکی یې د ^{257}Fm ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۵, ۱۰۰ ورځې دی . د ^{253}Fm ایزوټوپ نیمايي عمر یې ۳ ورځې دی . د ^{251}Fm ایزوټوپ نیمايي عمر یې ۵,۳ ساعته دی . د ^{252}Fm ایزوټوپ نیمايي عمر یې ۲۵,۴ ساعته، د ^{254}Fm ایزوټوپ نیمايي عمر ۳,۲ ساعته، د ^{255}Fm ایزوټوپ نیمايي عمر یې ۲۰,۱ ساعته، او د ^{256}Fm ایزوټوپ نیمايي عمر یې ۲,۷ ساعته دی. د نورو ټولو ایزوټوپونو نیمايي عمر یې له ۳۰ دقیقو نیولې تر یوې میلي ثانیې او تر دې هم لنډ دی. دوه هسته یي ایزومیرونه یې ^{250m}Fm او ^{251m}Fm دي.

د فیرمیم اتوم

د فیرمیم د اتوم هسته له ۱۰۰ پروتونونو او ۱۵۷ نیوترونونو جوړه ده . د اتوم د هستې په شاخوا کې یې ۱۰۰ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۷ ده، په بله وينا د فیرمیم اتوم ۷ انرژیکي سويې لري. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په دریمه کې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۲، په پېنځمه کې یې ۳۰، په شپږمه کې یې ۸، او په اوومه انرژیکي سویه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۵۷ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د فیرمیم اتومي کتله ۲۵۷,۰۹۵۱ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[Rn]\ 5f^{12}\ 7s^2$ سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمايي قطر یې ۲۹۰ پ. م دی.



انځور: د فیرمیم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د فیرمیم حالت جامد دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه د س. گ په شمېر **۸۵۲** درجې ده. (د ک په شمېر **۱۱۲۵** ده).

کیمیایي خواص یې

- د فیرمیم الکتروني منفیت **۱,۳** پاولینگه دی.
- الکترودي ځواک یې ۱,۹۶− Fm^{3+}→**Fm** ، ۲,۳۷− Fm^{2+}→**Fm** ولتېه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجه یې **۳** ده.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې **۶۲۷** کیلوجوله\موله (الکترون ولتېه) ده.

لکه څنګه چې فیرمیم په وزني کچې سره لاس ته نه دی راغلی، نو د ده د خواصو بنسټیزې څېړنې د ده د ^{257}Fm ایزوټوپ، چې نیمايي عمر یې ۱۰۰٫۵ ورځې دی، د ډېرې لږې کچې له مخې او د بل لږ بې پایښته راډیواکتیفي ایزوټوپ ^{225}Fm چې نیمايي عمر یې ۲۰٫۰۷ ساعته دی، له مخې ترسره شوې دي. تر ټولو ډېر پایدار یې Fm^{+3} دی (درې ظرفیتي، والینټې)، خو د اوبو په محلولونو کې د پیاوړیو بشپړوونکیو تر اغېز لاندې Fm^{+2} لاس ته راځي. فیرمیم د کیمیايي خواصو له پلوه تر ډېره بریده د نورو درې ظرفیتي اکټینیډونو خواصو ته ورته دی.

کارونه یې

د فیرمیم Fm له اتومونو جوړې ننبې په هسته یي فیزیک کې د لا ډېرو درنو عنصرونو د هستو د لاس ته راوړلو لپاره کارېږي.

۱۰۱. مندلیفیم

مندلیفیم د کیمیايي عنصرونو د دوره یي جدول د اوومې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۱۰۱ او سېمبول یې Md دی. د دې عنصر نوم په انګلیسي ژبه کې (Mendelevium) او په روسي ژبه کې (Менделевий) دی. دا یو رادیواکتیفي، تر یورانیم وروسته عنصرونو څخه یو مصنوعي کیمیايي عنصر دی چې په اکټینیډي ګروپ کې ګډون لري. د دې رادیواکتیفي فلز د ثبت د سي اې اېس (CAS) شمېره یې (۱-۱۱-۷۴۴۰) ده.

تاریخچه او د نامه ریښه یې

د مندلیفیم د ^{256}Md ایزوټوپ چې نیمايي عمر یې ۱٫۵ ساعته دی، لومړی ځل پر ۱۹۵۵ ز کال د امریکایي پوهانو د یوې ډلې «البرټ ګیورسو»، «بیرووېل هاروي»، «ګریګوري چوپلین»، او «ستېنلي تومپسن» له خوا لاس ته راوړل شو. دوی د ^{253}Es اتومونه د الفا-ذرو پر مټ د ۳ ساعتونو په بهیر کې تر بمباری لاندې ونیول.

د مندلیفیم کیمیایي عنصر د نامتو روسي فیزیکپوه، کیمیاپوه او د کیمیایي عنصرونو د دوره يي جدول جوړوونکي «دمیتري ایوانوویچ مېندېلېیېف» (مندلیف) (۱۸۳۴-۱۹۰۷) په ویاړ نومول شوی دی.

لاس ته راوړل یې

مندلیفیم په سیکلوټرون کې د هیلیم He د ایونونو (الفا-ذرو) پر مټ د اینشټینیم Es د اتومونو د بمبارۍ په پایله کې لاس ته راځي.

ایزوټوپونه یې

مندلیفیم یو مصنوعي کیمیایي عنصر دی چې پایښت لرونکي ایزوټوپونه نه لري. په اوسني وخت کې ۱۷ ایزوټوپونه پېژندل شوي چې له ^{245}Md څخه پیل او پر ^{260}Md پای ته رسیږي. دا ټول ایزوټوپونه یې رادیواکتیفي دي. سربېره پر دې ۵ هسته يي ایزومیرونه یې هم پېژندل شوي او هغه ^{245m}Md، ^{247m}Md، ^{249m}Md، ^{254m}Md او ^{258m}Md دي. د تر ټولو ډېر اوږده عمر لرونکي ایزوټوپونه یې یو د ^{258}Md ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۵۸٫۵ ورځې دی. بل یې د ^{260}Md ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۳۱٫۸ ورځې دی. بل یې د ^{257}Md ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۵٫۵۲ ساعته دی. بل یې د ^{259}Md ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۱٫۶۰ ساعته دی، او بل یې هم د ^{256}Md ایزوټوپ دی چې

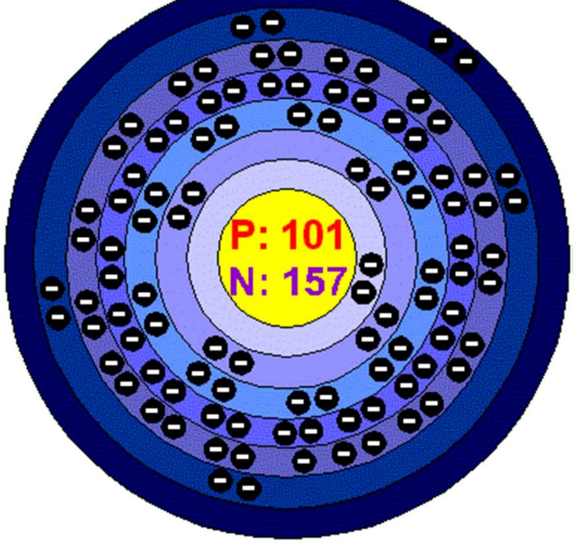
نیمایي عمر یې ۱,۲۷ ساعته دی. د نورو ټولو ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر یوه ساعته لنډ دی، د ډېری نیمایي عمر یې تر ۵ دقیقو هم لنډ دی. د ایزومیرونو له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{258m}Md ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۵۸ دقیقې دی.

د مندلیفیم اتوم

د مندلیفیم د اتوم هسته له ۱۰۱ پروتونونو او ۱۵۷ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۱۰۱ الکترونه شتون لري چې د هستې پر شاخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۷ ده، په بله وینا د مندلیفیم اتوم ۷ انرژیکي سوېې لري. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۲، په پېنځمه کې یې ۳۱، په شپږمه کې یې ۸، او په اوومه انرژیکي سویه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۵۸ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د مندلیفیم اتومي کتله ۲۵۸,۱ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[Rn]\ 5f^{13}\ 7s^{2}$ سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې ۲۸۷ پ. م دی.



انځور: د مندليفيم د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

- د مندليفيم حالت جامد دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه د س.گ په شمېر ۸۲۷ ده. (د ک په شمېر ۱۱۰۰ ده).

د مندليفيم کيميايي عنصر چې فلز دی، تر اوسه په څه ناڅه ډېره کچه لاس ته نه دی راغلی، نو پر دې بنسټ يې اوسمهال د بشپړو فيزيکي خواصو څېړنه ناشونې ده. خو بيا يې هم د اټکلونو او ځينو مقدماتي ازماينښتونو پر بنسټ ځينې پايلې لاس ته راغلې دي.

کيميايي خواص يې

- د مندليفيم الکتروني منفيت ۱,۳ پاولينگه دی.
- الکترودي ځواک يې ۱.۷- $Md^{3+}\to Md$ ، ۲.۴- $Md^{2+}\to Md$ ولټه دی.

- د اکسايډ جوړولو درجې يې ۱، ۲، ۳ دي.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې **۶۳۵** کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمېر (**۶,۵۸**) الکترون ولټه ده.

منډليفيم د کيميايي خواصو له پلوه تر اوسه يوازې په محلولونو کې پېژندل شوی او په هغوی کې دی کولای شي چې د اکسايډ جوړولو ۳ يا ۲ درجې ولري. د اکسايډ ۱+ درجې په اړه هم مالومات وړاندې شوي ول، خو تر اوسه يې پخلی نه دی شوی. د منډليفيم تر سينتېزولو مخکې کيمياپوهانو «سيبورګ» او «کېټز» داسې وړاندوينه کړې وه چې دا عنصر بايد په يوه محلول کې درې ظرفيتي وي. پر **۱۹۵۵** ز کال د عنصر تر مصنوعي جوړېدو وروسته دا او ځينې نورې وړاندوينې رښتيا شوې.

۱۰۲. نوبيليم

نوبيليم د کيميايي عنصرونو د دوره يي جدول د اوومې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې ۱۰۲ او سېمبول يې **No** دی. د دې عنصر نوم په لاتيني ژبه کې (**Nobelium**)، په انګليسي کې (**Nobelium**) او په روسي ژبه کې (**Нобе́лий**) دی. دا يو مصنوعي کيميايي عنصر دی چې په اکټينيډي ګروپ کې ګډون لري او د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره (**۵-۱۴-۱۰۰۲۸**) ده. نوبيليم يو راديواکتيفي فلز دی.

تاريخچه او د نامه ريښه يې

د سويډن د ستهکولم يوه ډله پوهان لومړني کسان ول چې پر **۱۹۵۷** ز کال يې د ۱۰۲ شمېرې عنصر د کشف خبرتيا ورکړه. همدغو پوهانو وړانديز وکړ چې نوی عنصر دې د نامتو سويډني کيمياپوه، انجنير او مخترع «الفرېډ نوبل» (**۱۸۳۳-۱۸۹۶**) په وياړ ونومول شي.

خو وروسته دا مالومات د نورو لابراتوارونو د کارونو له مخې پاخه نه شول. ۱۰۲ شمېره عنصر پر ۱۹۲۳-۱۹۲۷ ز کلونو د شوروي فیزیکپوه-اټومپوه اکاډمیسین «ګیورګي نیکولاېویچ فلیوروف» (۱۹۱۳-۱۹۹۰) تر مشرۍ لاندې د پوهانو د یوې ډلې له خوا د روسیې په «دوبنا» ښار کې، چې له مسکو څخه شمال لور ته په ۱۲۱ کیلومتره واټن کې دی، د اټومي څېړنو د متحد انستیتوت په ګرندي کوونکي ماشین (سیکلوټرون) کې جوړ شو. له دې پوهانو څخه په خپلواک ډول نږدې هممهال دا عنصر د امریکا متحدو ایالتونو د کالیفورنیا ایالت په بیرکلي ښار کې هم لاسته راوړل شو. پر ۱۹۹۲ ز کال نړیوالې پوهنیزې ټولنې د شوروي اتحاد په «دوبنا» ښار کې د پوهانو له خوا د ۱۰۲ شمېرې کیمیایي عنصر د جوړولو لومړیتوب ومانه. دا پېښه په شوروي اتحاد کې د یو پوهنیز کشف په ډول ومنل شوه او د شوروي اتحاد د کشفیاتو په دولتي اداره کې تر ۳۴ شمېرې لاندې ثبت شوه او د کشف نېټه یې د ۱۹۲۳ ز کال د جولای ۹ وښودل شوه.

شوروي څېړونکیو وړاندیز وکړ چې دا نوی عنصر د پرانسي فیزیکپوه «فرید یریک جولیو کیوري» (۱۹۰۰-۱۹۵۸) په ویاړ د «جولیوټیم» (Jl) په نامه ونومول شي، خو امریکایانو بیا دې عنصر ته د «نوبیلیم» (No) نوم ورکړ. دا دواړه نومونه Jl او No په بېلابېلو کلونو کې د کیمیایي عنصرونو په دوره یي جدول کې کارېدل، خو وروسته د تیوریکي او عملي کیمیا نړیوالې اتحادیې (ایوپاک) «IUPAC» پرېکړه وکړه او ۱۰۲ شمېره کیمیایي عنصر یې د «الفرېډ نوبل» په ویاړ د «نوبیلیم» په نامه ونوماوه.

لاس ته راوړل یې

د نوبیلیم ایزوټوپونه په بېلابېلو وختونو کې په حلقوي ګرندي کوونکي ماشین (سیکلوټرون) کې د سپکو ایونونو پر مټ د درنو عنصرونو د نښو د بمبارۍ په پایله کې لاس ته راوړل شوي. د نښو په توګه کېدای شي چې د یورانیمو او په دوره یي جدول کې تر یورانیم وروسته یو شمېر عنصرونو لکه امریسیم، کیوریم، اینشټینیم، پلوتونیم او

کالیفورنیم ایزوټوپونه وکارول شي یا هم د سرپو ایزوټوپونه وکاریږي. د بمبارۍ لپاره د نیون Ne له ^{22}Ne ، د اکسیجن O_2 له ^{18}O ، د کاربون C له ^{12}C ، د کلسیم Ca له ^{48}Ca او ځینو نورو ایونونو څخه کار اخیستل کیږي. لاندې د داسې یو هسته یي تعامل بېلګه راوړل شوې چې په پایله کې د نوبیلیم دا ^{257}No ایزوټوپ جوړ شوی دی:

$$^{248}_{96}\mathrm{Cm} + ^{13}_{6}\mathrm{C} \rightarrow ^{257}_{102}\mathrm{No} + 4^{1}_{0}\mathrm{n}.$$

اړینه ده وویل شي چې هر یو ایزوټوپ کېدای شي چې د نښې- ذرې د جوړو په څو حالتونو کې لاس ته راوړل شي.

ایزوټوپونه یې

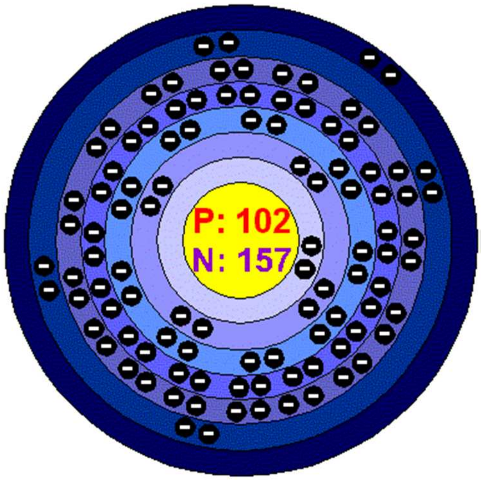
لکه څنګه چې نوبیلیم یو مصنوعي کیمیایي عنصر دی او په اټومي بټیو کې جوړیږي، نو پر دې بنسټ پایښت لرونکي ایزوټوپونه نه لري. تر اوسه د دې عنصر ۱۲ ایزوټوپونه پېژندل شوي چې ټول رادیواکتیفي دي او د کتلو شمېرې یې له ۲۵۰ څخه پیل تر ۲۶۰ او بیا پر ۲۶۲ پای ته رسیږي. له دې ایزوټوپونو څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{259}No ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۵۸ دقیقې دی. بل یې د ^{255}No ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۳,۱ دقیقې دی. بل یې د ^{253}No ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱,۶۲ دقیقې دی. د ^{254}No ایزوټوپ نیمایي عمر یې ۵۱ ثانیې، د ^{257}No ایزوټوپ نیمایي عمر یې ۲۵ ثانیې، د ^{256}No ایزوټوپ نیمایي عمر یې ۲,۹۱ ثانیې او د ^{252}No ایزوټوپ نیمایي عمر یې ۲,۵۷ ثانیې دی. د نورو ټولو ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر یوې ثانیې لنډ دی، او تر ټولو د ډېر لنډ عمر لرونکی یې د ^{250}No ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۰,۲۵ میلي ثانیې دی. سربېره پر دې ۳ ایزومیرونه یې، چې د کتلو شمېرې یې ۲۵۱، ۲۵۳، او ۲۵۴ دي، هم پېژندل شوي دي.

د نوبيليم اتوم

د نوبيليم د اتوم هسته له ۱۰۲ پروتونونو او **۱۵۷** نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۱۰۲ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۷ انرژیکي سوېې لري، په بله وینا د نوبيليم د اتوم د انرژیکي سويو شمېره ۷ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۲، په پېنځمه کې یې هم ۳۲، په شپږمه کې یې ۸، او په اوومه انرژیکي سويه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) **۲۵۹** دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د نوبيليم اتومي کتله **۲۵۹,۱۰۰۹** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[Rn]\ 5f^{14}\ 7s^{2}$ سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمايي قطر یې **۲۸۵** پ. م دی.



انځور: د نوبيليم د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

- د نوبيليم حالت جامد دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۸۲۷ ده. (د ک په شمېر ۱۱۰۰ ده).

د نوبيليم د ايزوټوپونو د ډېر لنډ عمر او د اتومونو د زښتې ډېرې لږ کچې (ټول ټال سل اتومونه) د لاس ته راوړلو له لامله دا شونتيا نه ورکوي چې د دې عنصر ډېری فيزيکي او کيميايي خواص په ډاډمن ډول مالوم او ونومېرل شي. د ده د ويلي کېدو د تودوخې درجه کله کله ۸۲۷ س. گ ښودل کيږي، خو دا درجه په بشپړ ډول ډاډمنه او کره نه ده.

کيميايي خواص يې

- د نوبيليم الکتروني منفيت ۱,۳ پاولينگه دی.
- الکترودي ځواک يې ۱,۲- ، $No \leftarrow No^{3+}$ ، ۲,۵- $No \leftarrow No^{2+}$ ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجې يې ۳ ، ۲ دي.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې ۶۴۰ کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمېر (٦,٦۳) الکترون ولټه ده.

پر ۲۰۱۰ ز کال د نوبيليم د ځينو ايزوټوپونو اتومي کتلې په مقناطيسي ډگر کې د دوی د چورلېدو د ضريب د اندازه کولو له مخې وټاکل شوې. دا مالومه ده چې نوبيليم کولای شي د اکسايډ جوړولو دوې درجې ۲+ او ۳+ ولري او د کيميايي خواصو له پلوه د لانتانيډي گروپ بل ده ته ډېر ورته عنصر ايتربيم **Yb** ته ډېر نږدې دی.

د روسيې فدراسيون د «دوبنا» ښار كيمياپوهانو د ټوليزې ګازي كروماتوګرافۍ د مېتود پر مټ مالومه كړې چې نوبيليم نه الوتونكی كلورايډ جوړوي، خو امريكايي كيمياپوهانو بيا دا مالومه كړې چې د اوبو په محلولونو كې د نوبيليم د ۲+ درجه پايداره ده.

۱۰۳. لاورينسيم

لاورينسيم د كيميايي عنصرونو د دوره يي جدول د اوومې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې ۱۰۳ او سېمبول يې **Lr** دی. د دې عنصر نوم په انګليسي ژبه كې (**Lawrencium**) او په روسي ژبه كې (**Лоуре́нсий**) دی. لاورينسيم يو مصنوعي كيميايي عنصر دی او په اكټينيډي ګروپ پورې اړه لري. د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره يې (**۵-۱۹-۲۲۵۳۷**) ده.

تاريخچه يې

۱۰۳ شمېره كيميايي عنصر پر **۱۹۶۱-۱۹۶۵** ز كلونو د شوروي اتحاد د «دوبنا» ښار په «ناووكاګراد» كې د اټومي څېړنو د متحد انستيتوت په ګړندي كوونكي ماشين كې په مصنوعي ډول د اكاډميسين «ګيورګي نيكولاېويچ فليوروف» (۱۹۱۳-۱۹۹۰) د ډلې له خوا تر لاسه شو. د **۱۹۶۱** ز كال د فبرورۍ پر **۱۴** هممهال په خپلواک ډول د امريكا متحدو ايالتونو د بيركلي ښار د «لاورينس» په نامه ملي لابراتوار كې هم همدا ۱۰۳ شمېره كيميايي عنصر جوړ شو. په شوروي اتحاد كې د نوي عنصر جوړول يو پوهنيز كشف وبلل شو او د شوروي اتحاد د ثبت او راجستر په اداره كې تر **۱۳۲** شمېرې لاندې ثبت شو.

د نامه ريښه يې

شوروي څېړونکيو د نوي عنصر لپاره د برتانوي فيزيکپوه «ارنست رادرفورډ» (۱۸۷۱-۱۹۳۷) په وياړ د «رادرفورډيم» (Rf) نوم وړانديز کړ، خو امريکايانو بيا د حلقوي ګرندي کوونکي ماشين (سيکلوټرون) د مخترع فيزيکپوه «ارنست اورلانډو لاورينس» (۱۹۰۱-۱۹۵۸) په وياړ د «لاورينسيم» (Lr) نوم وړانديز کړ. د Rf او Lr سېمبولونه دواړه د کيميايي عنصرونو په هغه دوره يي جدول کې ليدل کېدل چې پر بېلابېلو کلونو به چاپېده. وروسته د تيوريکي او عملي کيميا د نړيوالې ټولنې «ايوپاک» (IUPAC) له پرېکړې سره سم نوی عنصر د لاورينسيم په نامه ونومول شو.

لاس ته راوړل يې

پوهان د لاورينسيم کيميايي عنصر يوازې په مصنوعي ډول لاس ته راوړي.

کارونه يې

لکه څنګه چې د لاورينسيم د ايزوټوپونو عمر ډېر لنډ دی (د ترټولو ډېر اوږده عمر لرونکي ايزوټوپ نيمايي عمر يې ۱۱ ساعته دی) نو پر دې بنسټ د ده عملي کارېدنه ستونزمن کار دی.

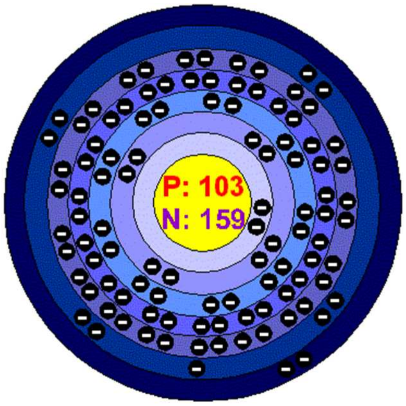
د لاورينسيم اتوم

د لاورينسيم د اتوم هسته له ۱۰۳ پروتونونو او ۱۵۹ نيوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۱۰۳ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۷ ده، په بله وينا د لاورينسيم اتوم ۷ انرژيکي سويې لري. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په درېيمه کې يې ۱۸، په

ځلورمه کې يې ۳۲، په پېنځمه کې يې هم ۳۲، په شپږمه کې يې ۹، او په اوومه انرژيکي سويه کې يې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۶۲ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د لاورينسيم اتومي کتله [۲۶۲] اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Rn]5f^{14}6d^{1}7s^{2}$ سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۲۸۲ پ. م دی.



انځور: د لاورينسيم د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

- د لاورينسيم حالت جامد دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۱۶۲۷ ده. (د ک په شمېر ۱۹۰۰ ده).

لاوریسنیم د کیمیایي عنصرونو په دوره یي جدول کې د اکټینیډي ګروپ وروستی عنصر دی. لکه څنګه چې انتظار کیږي لاوریسنیم به په عادي شرایطو کې یو جامد فلزوي.

کیمیایی خواص یې

- د لاورینسیم الکتروني منفیت ۱,۳ پاولینګه دی.
- الکترودي څواک یې $Lr \leftarrow Lr^{3+}$ B ۲,۰۶- ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجه یې ۳ ده.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۴۷۰ کیلوجوله\موله (الکترون ولټه) ده.

پر ۱۹۶۹ ز کال څېړنو وښوده چې لاورینسیم له کلورینو سره د تعامل کولو په پایله کې ښایي چې لاورینسیم ترای کلورایډ $LrCl_3$ جوړ کړي. د ده د هوا کېدو (الوتلو) وړتیا وښوده چې دی د کیوریم کلورایډونو، فیرمیم، او نوبیلیم کلورایډونو ته ورته دی.

ایزوټوپونه یې

لاورینسیم یو مصنوعي کیمیایي عنصر دی او پایښت لرونکي ایزوټوپونه نه لري. تر اوسه یې ۱۲ ایزوټوپونه پېژندل شوي چې ټول رادیواکتیفي دي او د کتلو شمېرې یې له ۲۵۲ څخه پیل پر ۲۷۲ او بیا پر ۲۷۲ پای ته رسیږي. تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي ایزوټوپونه یې یو د Lr^{266} دی چې نیمایي عمر یې ۱۱ ساعته دی. بل یې د Lr^{262} ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۳,۲ ساعته دی. بل یې د Lr^{261} ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۴۴ دقیقې دی. بل یې د Lr^{260} ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۲,۷ دقیقې دی. بل یې د Lr^{256} ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۲۷ ثانیې دی، او بل یې هم د Lr^{255} ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۲۲ ثانیې دی. د نورو ټولو ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر ۲۰ ثانیو

پورې دی، او تر ټولو د ډېر لنډ عمر لرونکی یې د ^{252}Lr ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۳۹۰ میلي ثانیې دی.

۱۰۴. رادرفورډیم

رادرفورډیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د اوومې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۱۰۴ او سېمبول یې **Rf** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Rutherfordium**)، په انګلیسي کې (**Rutherfordium**) او په روسي ژبه کې (**Резерфóрдий**) دی. رادرفورډیم ډېر رادیواکتیفي، مصنوعي جوړ شوی عنصر دی. دا عنصر نه شي کېدای چې چېرته وکارېږي، د ده په اړه مالومات ډېر لږ دي، ځکه چې دی هیڅ مهال په مایکروسکوپي کچې سره لاس ته نه دی راغلی. د ده وړاندویل شوي کیمیایي خواص د هافنیم **Hf** خواصو ته نږدې دي. د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (**۵-۳۶-۵۳۸۵۰**) ده.

تاریخچه یې

د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول ۱۰۴ شمېره عنصر، چې د کتلې شمېره یې ۲۶۰ وه، لومړی ځل پر ۱۹۶۴ زکال د پخواني شوروي اتحاد د «دوبنا» ښار د اټومي څېړنو په متحد انستیتوت کې د اکاډمیسین «ګیورګي نیکولاېویچ فلیوروف» تر مشرۍ لاندې د پوهانو یوې ډلې مصنوعي جوړ کړ. دوی له پلوټونیم-۲۴۲ څخه جوړه ننبه د نیون-۲۲ د هستو پر مټ وویشته (بمباري کړه) چې انرجي یې ۱۱۵ میګا الکترون ولټه **MeV** وه:

$$ {}^{242}_{94}\mathrm{Pu} + {}^{22}_{10}\mathrm{Ne} \rightarrow {}^{264}_{104}\mathrm{Rf}^{*} \begin{array}{l} \nearrow {}^{260}_{104}\mathrm{Rf} + 4{}^{1}_{0}\mathrm{n} \\ \searrow {}^{259}_{104}\mathrm{Rf} + 5{}^{1}_{0}\mathrm{n} \end{array} $$

د ۱۰۴ شمېرې عنصر جوړ شوي اتومونه د ګازي زيرکونيم کلورايډ ډګر ته ورننوتل او هلته له کلورينو Cl_2 سره يو ځای کېدل او د په خپل سر وېش الې ته لېږدېدل.

پوهان په دې وتوانېدل چې د پخپل سر وېش د نيمايي عمر دوه پېرونه ووينې او هغه د ۰,۱ او ۳,۵ ثانيې وې. همدا راز د عنصر کمي کيميايي خواص وارزوي لکه د رادفورډيم تيتراکلورايډ $RfCl_4$ د اېشېدو د تودوخې درجه له ۵۰°±۴۵۰ سره مساوي ده. دا پرمختګ د يو پوهنيز کشف په توګه ومنل شو او د شوروي اتحاد د کشفياتو د ثبت په اداره کې تر ۳۷ شمېرې لاندې د ۱۹۲۴ز کال د جولای پر ۹ نېټه ثبت کړای شو. په راتلونکې کې له لاس ته راوړل شويو څخه يې د لومړي نيمايي عمر پېر تصديق نه شو، ياني دا چې د رادرفورډيم د ^{260}Rf ايزوټوپ نيمايي عمر ۲۱ ميکروثانيې دی، په داسې حال کې چې د ^{259}Rf ايزوټوپ نيمايي عمر د اوسنيو مالوماتو له مخې ۲,۸ ثانيې دی.

پر ۱۹۲۹ ز کال همدغه کيميايي عنصر د امريکا متحدو ايالتونو د کاليفورنيا ايالت د بيرکلي ښار د پوهنتون د پوهانو د يوې ډلې له خوا لاس ته راوړل شو. دوی دا پخلی وکړ چې ويې نه شو کولای د شوروي پوهانو ازمايښتونه تکرار کړي. دوی له کاليفورنيم-۲۴۹ څخه جوړه نښه وکاروله او د کاربون-۱۲ د ايونونو پر مټ يې وړانګه ورکړه:

$$^{249}_{98}\mathrm{Cf} +^{12}_{6} \mathrm{C} \rightarrow^{261}_{104} \mathrm{Rf}^* \rightarrow^{257}_{104} \mathrm{Rf} + 4^1_0\mathrm{n}$$

د امريکايي مېتود سينتېز په خپلواک ډول پر ۱۹۷۳ ز کال، د رادرفورډيم لکه د K_α رونټګېن ليکو، چې د درادرفورډيم - نوبيليم-۲۵۳ د تجزيې په پايله کې لاس ته راغلي توکي ول، تصديق شو.

پر ۱۹۷۴ ز کال د شوروي اتحاد د اټومي څېړنو په متحد انستيتوت کې د سرپو-۲۰۸ او ټيټانيم- ۵۰ د سرې يوځای کېدنې تعامل په پايله کې رادرفورډيم لاس ته راوړل شو:

$$
{}^{208}_{82}\text{Pb} + {}^{50}_{22}\text{Ti} \rightarrow {}^{258}_{104}\text{Rf}^{*} \rightarrow
\begin{cases}
\nearrow {}^{255}_{104}\text{Rf} + 3{}^{1}_{0}\text{n} \\
{}^{256}_{104}\text{Rf} + 2{}^{1}_{0}\text{n} \\
\searrow {}^{257}_{104}\text{Rf} + {}^{1}_{0}\text{n}
\end{cases}
$$

پر ۱۹۷۰ ز کال د کالیفورنیا پوهنتون څېړونکیو د فیزیکپوه او کیمیاپوه «البرټ گیورسو» تر مشرۍ لاندې د کیوریم-۲۴۸ د هستو او اکسیجن-۱۸ د یو ځای کېدو د تعامل په پایله کې رادرفورډیم-۲۶۱ لاس ته راوړ:

$$
{}^{248}_{96}\text{Cm} + {}^{18}_{8}\text{O} \rightarrow {}^{266}_{104}\text{Rf}^{*} \rightarrow {}^{261}_{104}\text{Rf} + 5{}^{1}_{0}\text{n}
$$

پر ۱۹۹۲ ز کال د امریکا په بیرکلي کې د نیون-۲۲ ایزوټوپ د ایونونو پر مټ پلوټونیم-۲۴۴ ایزوټوپ ته وړانگې ورکړ شوې او د رادرفورډیم-۲۶۲ ایزوټوپ لاس ته راوړل شو:

$$
{}^{244}_{94}\text{Pu} + {}^{22}_{10}\text{Ne} \rightarrow {}^{266}_{104}\text{Rf}^{*} \rightarrow
\begin{cases}
{}^{261}_{104}\text{Rf} + 5{}^{1}_{0}\text{n} \\
{}^{262}_{104}\text{Rf} + 4{}^{1}_{0}\text{n}
\end{cases}
$$

پر ۱۹۹۹ ز کال د دوبنیم-۲۶۳ د الکتروني اشغال پر مټ د رادفورډیم-۲۶۳ ایزوټوپ کشف شو.

پر ۲۰۰۰ ز کال د روسیې د «دوبنا» فیزیکپوهانو وکړای شول چې د مگنیزیم-۲۶ د ایونونو پر مټ له یورانیم-۲۳۸ ایزوټوپ څخه جوړې نښې ته وړانگې ورکړي او رادرفورډیم لاس ته راوړي:

$$
{}^{238}_{92}\text{U} + {}^{26}_{12}\text{Mg} \rightarrow {}^{264}_{104}\text{Rf}^{*} \rightarrow
\begin{cases}
{}^{261}_{104}\text{Rf} + 3{}^{1}_{0}\text{n} \\
{}^{260}_{104}\text{Rf} + 4{}^{1}_{0}\text{n} \\
{}^{259}_{104}\text{Rf} + 5{}^{1}_{0}\text{n} \\
{}^{258}_{104}\text{Rf} + 6{}^{1}_{0}\text{n}
\end{cases}
$$

د نامه ریښه یې

شوروي پوهان د دې نوي عنصر د کشف په برخه کې تر خپلو امریکایي همکارانو ۴ کاله مخکې ول، نو پر دې بنسټ یې وړاندیز وکړ چې دا نوی کیمیایي عنصر دې د وتلي شوروي فیزیکپوه او د شوروي اتحاد د اټوم بم پلار «یگور واسیلېویچ کورچاتوف» (۱۹۰۲ یا ۱۹۰۳-۱۹۶۰) په ویاړ د کورچاتوویم (Kurchatovium, Ku) په نامه ونومول شي.

پر ۱۹۹۲ ز کال د تیوریکي او تطبیقي کیمیا د نړیوالې ټولنې «ایوپاک» (IUPAC) او د تیوریکي او تطبیقي فیزیک د نړیوالې ټولنې «ایوپاپ» «IUPAP» د (Transfermium Working Group) په برخه کې د کاري ډلې گډ کار د ۱۰۴ شمېرې کیمیایي عنصر د کشف غوښتنلیک وارزاوه او داسې پایلنیوی یې وکړ چې دواړو ډلو د دې عنصر د سینتېز پوره ثبوتونه وړاندې کړل او د سینتېز ویاړ یې باید د دواړو تر منځ وویشل شي.

امریکایانو د کمیسیون د پایلنیوي په ځواب کې څرگنده کړه چې دا کمیسیون د روسیې د «دوبنا» د اټومي څېړنو د متحد انستیتوت پایلو ته ډېر ارزښت ورکوي. له دې شمېر څخه هغوی دا ښودله چې د ۲۰ کالو په بهیر کې روسانو د رادرفورډیم د خواصو په اړه خپلې څرگندونې څو ځلې بدلې کړې او روسانو دا خبرې ردولې هم نه. دوی همدا راز (TWG) پر دې تورنوله چې د روسانو له خوا په سرته رسېدونکیو تجربو باندې ډېر باور لري او په کمیسیون کې ځانگیز کسان نشته. د TWG داسې ځواب ورکړ چې دا کوم اهمیت نه لري او دوی ټول هغه مخالفتونه په پام کې نیولي چې امریکایي ډلې څرگند کړي او څرگنده یې کړه چې د کشف د لومړیتوب په اړه د دوی د پرېکړې د بیا له سره کتو لپاره کوم لامل او اړیزه نه ویني. بالاخره «ایوپاک» هغه نوم وکاراوه چې امریکایانو وړاندیز کړی وو او دې تر یوه بریده دا ښودله چې دوی خپله پرېکړه بدله کړه.

پر **۱۹۹۴** ز کال «ایوپاک» د نوي عنصر لپاره د «دوبنیم» نوم وړاندیز کړ، ځکه چې «رادرفورډیم» د **۱۰۶** شمېرې عنصر لپاره وړاندیز شوی وو او «ایوپاک» داسې ګڼله چې د روسیې د «دوبنا» د اټومي څېړنو متحد انستیتوت باید د عنصر په کشف کې د ونډې په خاطر په وړ ډول وستایل شي. خو د **۱۰۴-۱۰۷** شمېرو کیمیایي عنصرونو لپاره د نومونو پر غوره کولو بحث پر همدې ځای پای ته ونه رسېد. یوازې پر **۱۹۹۷** ز کال دا بحث هوار او حل شو او هغه په دې ډول چې د **۱۰۴** شمېرې عنصر لپاره د «رادرفورډیم» نوم غوره شو او د **۱۰۵** شمېرې عنصر لپار هم د «دوبنیم» نوم.

د «ایوپاک» ټولنې پر **۱۹۹۷** ز کال پرېکړه وکړه چې د وتلي انګلیسي فیزیکپوه «ارنست رادرفورډ» (**۱۸۷۱-۱۹۳۷**) په ویاړ پر نوي عنصر د «رادرفورډیم» نوم کېږدي (یو مهال **۱۰۶** شمېره کیمیایي عنصر یانې سیبورګیم د رادرفورډیم په نامه یادېده) . د دې نامه تر منلو پورې دا عنصر د «اونیلکواډیم» په نامه یادېده چې سېمبول یې **Unq** وو.

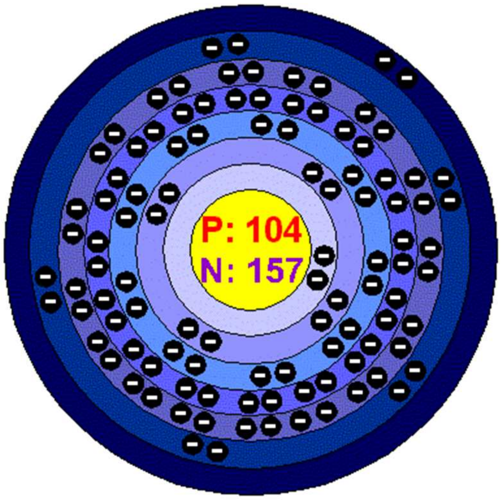
د رادرفورډیم اټوم

د رادرفورډیم د اټوم هسته له **۱۰۴** پروټونونو او **۱۵۷** نیوترونونو جوړه ده. د اټوم د هستې په شاوخوا کې یې **۱۰۴** الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اټوم د انرژیکي سویو شمېره **۷** ده، په بله وینا د دې عنصر اټوم **۷** انرژیکي سویې لري. د اټوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې **۲**، په دویمه کې یې **۸**، په درېیمه کې یې **۱۸**، په څلورمه کې یې **۳۲**، په پېنځمه کې یې هم **۳۲**، په شپږمه کې یې **۱۰**، او په اوومه انرژیکي سویه کې یې **۲** الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اټوم په هسته کې یې د پروټونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) **۲۶۱** دی.

د اټوم نور خواص یې:

- د رادرفورډیم اټومي کتله **۲۶۱** اټومي واحده ده.

- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Rn]5f^{14}\ 6d^{2}\ 7s^{2}$ سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې **۱۵۰** پ. م دی.



انځور: د رادفورډيم د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

- د رادفورډيم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې **۲۳٫۲** گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۲۱۰۰** اټکل شوې. (د ک په شمېر **۲۴۰۰** اټکل شوې).
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۵۵۰۰** اټکل شوې. (د ک په شمېر **۵۸۰۰** اټکل شوې).

کيميايي خواص يې

- د رادرفورډيم کووالينسي نيم قطر **۱۵۷** پ. م دی.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې **۵۷۹٫۹** کيلوجوله\موله ده.

- د اکسایډ جوړولو درجه۴+ ده.

محاسبو ښودلې چې د رادرفورډیم په الکتروني قشرونو کې پرتلیز (نسبي) اغېزونه کېدای شي چې ډېر پیاوړي وي، د دې لپاره چې د R- اوربیتال د d- اوربیتال په پرتله د انرژۍ ټیټه کچه ولري، چې د ده کیمیایي خواص د سرپو کیمیایي خواصو ته ورته کوي. خو ډېرو کره محاسبو او د لاس ته راغلیو مرکبونو څېړنو ښودلې چې دی هم لکه د مندلیف جدول د ۴ گروپ د نورو عنصرونو په څېر سلوک لري.

د رادرفورډیم کیمیایي خواص د چیکي کیمیاپوه «ییوه زواره» له خوا د ډېرې لږ کچې توکي پر بنسټ وټاکل شول. داسې مالومه شوه چې ۱۰۴ شمېره عنصر د هافنیم دویم عنصر دی (مانا لکه هافنیم داسې عنصر دی). د اکسایډ جوړولو په ۴+ درجه کې او د تودوخې په ۲۵۰-۳۰۰ س. گ درجو کې دی د رادرفورډیم تیتراکلورایډ $RfCl_4$ او رادرفورډیم تیترابرومایډ $RfBr_4$ الوتونکي هالیډونه جوړوي. په ایکستریکشني (**Extraction**) بهیرونو کې د پېچلیو مجموعي ایونونو په برخې اخیستو سره د رادرفورډیم سلوک د درې ظرفیتي اکټینیډونو د ایونونو تر سلوک ډېر توپیر لري او په دې سېستمونو کې د Rf^{4+} ایون د شتون شاهدي ورکوي چې هافنیم **Hf** عنصر ته د ده ورته والی زباد وي.

ایزوټوپونه یې

رادرفورډیم په طبیعي ډول په ځمکه کې شتون نه لري او یو مصنوعي کیمیایي عنصر دی، پر دې بنسټ لکه د نورو ټولو مصنوعي عنصرونو په څېر پایښت لرونکي ایزوټوپونه نه لري. د ۲۰۰۸ ز کال تر پیله د دې عنصر ۱۵ بې پایښته (رادیواکتیفي) ایزوټوپونه او ۴ ایزومیرونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۲۵۳ څخه پیل او پر ۲۲۸ پای ته رسیږي . له دې ایزوټوپونو څخه یې دوه یانې ۲۶۲ او ۲۲۸ شمېره نه دي تصدیق شوي. له ایزوټوپونو څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{267}Rf ایزوټوپ دی چې نیمايي

عمر يې ۵ ساعته دی. د ايزوميرونو له شمېر څخه يې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{261m}Rf ايزومير دی چې نيمايي عمر يې ۸۱ ثانيې دی.

۱۰۵. دوبنيم

دوبنيم د کيميايي عنصرونو د دوره يي جدول د اوومې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې ۱۰۵ او سېمبول يې Db دی. د دې عنصر نوم په انګليسي ژبه کې (Dubnium) او په روسي ژبه کې (Дубний) دی. دا يو مصنوعي او راديواکتيفي کيميايي عنصر دی. د ثبت د سي اې اېس (CAS) شمېره يې (۵۳۸۵۰-۳۵-۴) ده. د دې عنصر ظاهري بڼه نامالومه ده، خو په اټکلي ډول سپينو زرو ته ورته سپين رنګ لرونکی فلز دی.

تاريخچه يې

د دوره يي جدول ۱۰۵ شمېره کيميايي عنصر د روسيې فدراسيون د مسکو ولايت په شمالي برخه کې په پراته ښار «دوبنا» کې پر ۱۹۷۰ ز کال د اکاډميسين «ګيورګي نيکولاېويچ فليوروف» (۱۹۱۳-۱۹۹۰) تر مشرۍ لاندې د پوهانو يوې ډلې په ګرندي کوونکي ماشين کې د نيون د ^{22}Ne ايزوټوپ د ايونونو پر مټ د امريسيم د ^{243}Am د هستو د بمبارۍ له لارې لاس ته راوړ. همدا راز د امريکا متحدو ايالتونو په بيرکلي ښار کې هم په خپلواک ډول د دې تعامل $^{249}Cf+^{15}N \rightarrow ^{260}Db+4n$ پر مټ تر لاسه شو. د تيوريکي او عملي کيميا د نړيوالې ټولنې «ايوپاک» کاري ډلې پر ۱۹۹۳ ز کال دا پايلنيوې وکړ چې د ۱۰۵ شمېرې کيميايي عنصر د کشف وياړ بايد د «دوبنا» او «بيرکلي» د ډلو تر منځ وويشل شي.

د نامه ریښه یې

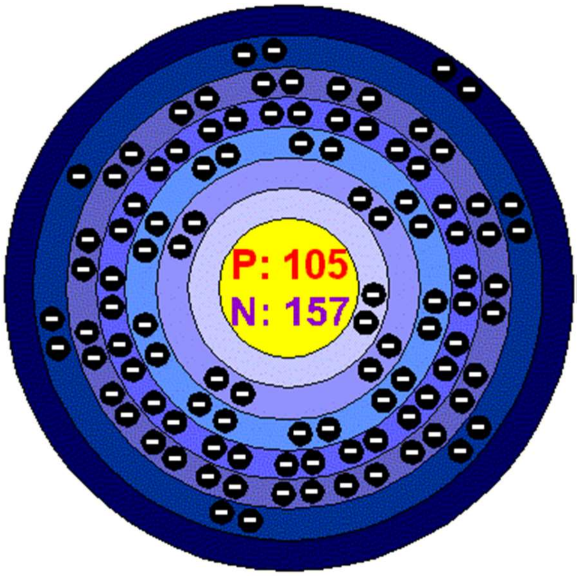
شوروي څېړونکیو وړاندیز وکړ چې نوی عنصر دې د ډنمارکي فیزیکپوه، پر ۱۹۲۲ ز کال د فیزیک په څانگه کې د نوبل ډالۍ گټونکي «نیلس هینریک ډیویډ بور» (۱۸۸۵-۱۹۶۲) په ویاړ د «نیلسبوریم» (Ns) په نامه ونومول شي، خو امریکایانو بیا وړاندیز وکړ چې د الماني کیمیاپوه، پر ۱۹۴۴ ز کال د کیمیا په څانگه کې د نوبل ډالۍ گټونکي «اوتو هان» (۱۸۷۹-۱۹۶۸) په ویاړ دې د «هانیم» (Ha) په نامه ونومول شي. د «ایوپاک» کمیسیون پر ۱۹۹۴ ز کال د پرانسي فیزیکپوه، پر ۱۹۳۵ ز کال د کیمیا په څانگه کې د نوبل ډالۍ گټونکي «فریدیریک جولیو کیوري» (۱۹۰۰-۱۹۵۸) په ویاړ د «جولیوتیم» نوم وړاندیز کړ. تر دې مهاله دا عنصر د «اونیل پینتیوم» (Unp) په لاتیني نامه یادېده، یانې یوازې په ۱۰۵ شمېرې سره. د Ns, Ha, Jl سېمبولونه په بېلابېلو کلونو کې په چاپېدونکي دوره یي جدول کې لیدل کېدل. د ساري په توگه پر ۲۰۱۳ ز کال د کیمیا په واحده دولتي ازموینه کې هم. پر ۱۹۹۷ ز کال د «ایوپاک» له پرېکړې سره سم دې عنصر ته د روسیې په «دوبنا» ښار کې د هسته یي فیزیک د څېړنو د منځی په ویاړ د «دوبنیم» نوم ورکړ شو.

د دوبنیم اتوم

د دوبنیم د اتوم هسته له ۱۰۵ پروتونونو او ۱۵۷ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۱۰۵ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا چورلي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۷ ده، په بله وینا د دې عنصر اتوم ۷ انرژیکي سویې لري. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۲، په پېنځمه کې یې هم ۳۲، په شپږمه کې یې ۱۱، او په اوومه انرژیکي سویه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۶۲ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د دوبنيم اتومي کتله ۲۶۸ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول [Rn] ۵f¹⁴ ۶d³ ۷s² سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۳۹ پ. م دی.



انځور: د دوبنيم د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

- د دوبنيم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې ۲۹,۳ گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې نامالومه ده.
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې نامالومه ده.

کیمیایي خواص یې

- د دوبنیم کووالینسي نیم قطر ۱۴۹ پ. م دی.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۶۲۴,۸ کیلوجوله\موله ده.
- د اکسایډ جوړولو درجې ۳+، ۴+، ۵+ دي.

ایزوټوپونه یې

دوبنیم یو مصنوعي کیمیایي عنصر دی او د نورو ټولو مصنوعي عنصرونو په څېر هیڅ کوم پایښت لرونکی ایزوټوپ نه لري. دا عنصر په اټومي بټیو یا هم په ګړندي کوونکیو ماشینونو کې جوړیږي. لومړنی ایزوټوپ ^{261}Db یې پر ۱۹۲۸ ز کال جوړ شو. تر اوسه یې ۱۳ رادیوایزوټوپونه پېژندل شوي چې د اتومي کتلو شمېرې یې له ۲۵۵ (^{255}Db) څخه پیل او پر ۲۷۰ (^{270}Db) پای ته رسیږي. له ایزوټوپونو څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{268}Db ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۲۹ ساعته دی. د دې عنصر ۳ هسته یي ایزومیرنه هم پېژندل شوي چې هغه ^{257m}Db، ^{258m}Db او ^{270m}Db دي.

۱۰۶. سیبورګیم

سیبورګیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د اوومې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۱۰۶ او سېمبول یې **Sg** دی. د دې عنصر نوم په انګلیسي ژبه کې (**Seaborgium**) او په روسي ژبه کې (**Сибо́ргий**) دی. سیبورګیم یو مصنوعي، د لنډ عمر لرونکی رادیواکتیفي کیمیایي عنصر دی. د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (۲-۸۱-۵۴۰۳۸) ده.

تاریخچه یې

سیبورگیم پر ۱۹۷۴ ز کال د امریکا متحدو ایالتونو د کالیفورنیا ایالت د بیرکلي ښار پوهنتون په «لاورینس» لابراتوار کې جوړ شوی دی. د دې نوي عنصر د لاس ته راوړلو لپاره دا تعامل وکارول شو : $^{249}Cf+^{18}O\rightarrow^{263}106+4n$. نوکلیډ لومړی په ^{259}Rf کې او بیا وروسته په ^{255}No کې د الفا-تجزیې پر بنسټ وټاکل او ونومېږل شو . هممهال د شوروي اتحاد په «دوبنا» ښار کې د اکاډمیسین «گ. ن. فلیوروف» او د هسته یي فیزیک څانگپوه «یوري څولاکوویچ اوگانیسیان» (۱۹۳۳ ز کال زوکړه) ډلې د سرپو **Pb** او کرومیم **Cr** د هستو د یوځای کېدو په تعاملونو کې د ۱۰۲ شمېرې عنصر د سینتېز په اړه مالومات چاپ کړل. پوهانو داسې وگڼله چې د تعامل د توکیو د په خپل سر وېش، چې دوی ولید ، د نوي عنصر په $^{259}102$ ایزوټوپ پورې اړه لري چې نیمایي عمر یې څو میلي ثانیې دی. دا پرمختگ د یو پوهنیز کشف په توگه ومنل شو ، د شوروي اتحاد په دولتي راجستر کوونکې اداره کې تر ۱۹۴ شمېرې لاندې ثبت شو او د کشف نېټه یې هم د ۱۹۷۴ ز کال د جولای ۱۱ ثبت شوه.

پر ۱۹۹۳ ز کال د «ایوپاک» ټولنې کاري ډلې داسې څرگنده کړه چې د شوروي اتحاد د «دوبنا» ډلې کار د راتلونکیو څېړنو لپاره لوی ارزښت درلود ، خو د امریکا متحدو ایالتونو د بیرکلي د ډلې له کار څخه یې په توپیر کې د نوي عنصر جوړېدنه په ډاډمن ډول ونه ښوده. څکه خو پر ۱۹۹۷ ز کال «ایوپاک» پرېکړه وکړه چې نوی عنصر د امریکا متحدو ایالتونو د بیرکلي ښار د فیزیکپوه «گلین ټیوډور سیبورگ» (۱۹۱۲-۱۹۹۹) په ویاړ د «سیبورگیم» په نامه ونوموي . امریکایي پوهاند «سیبورگ» د پلوټونیم او تر یورانیم وروسته ۹ نورو عنصرونو په کشف او یا جوړولو کې برخه اخیستې وه . «سیبورگ» لومړنی کیمیاپوه او فیزیک-اټومپوه وو چې په ژوند یې په ویاړ یو کیمیایي عنصر ونومول شو.

د سیبورگیم کیمیایي عنصر په مصنوعي ډول د هسته یي سینتېز له لارې لاس ته راوړل شو . په هسته کې د ذرو ډېر شمېر اتوم بې پایښته کوي او تر لاس ته راوړلو وروسته سملاسي په لا ډېرو کوشنیو ذرو ټوټې کیږي.

سیبورگیم د ترانس اکټینیډي گروپ عنصرونو پورې اړه لري، یانې په هغو رادیواکتیفي کیمیایي عنصرونو پورې چې د دوره یي جدول په اوومه دوره کې او تر ۱۰۴ شمېرې وروسته راغلي دي. د دې عنصر د اتوم د دریو بهرنیو الکتروني قشرونو فورمول تخمینن داسې دی:

$٥s^{٢} p^{٦} d^{١٠} f^{١٤} ٦s^{٢} p^{٦} d^{٤} ٧s^{٢}.$

پوهانو د سیبورگیم څو ایزوټوپونه لاس ته راوړي چې د کتلو شمېرې یې له **۲۵۸** - **۲۶۷** ، **۲۶۹** او **۲۷۱** دي او نیمایي عمر یې په خپل منځ کې توپیر سره لري.

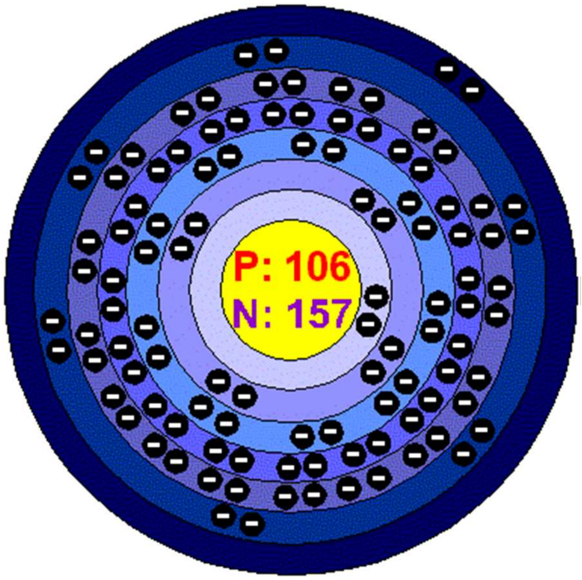
د سیبورگیم اتوم

د سیبورگیم د اتوم هسته له **۱۰۶** پروتونونو او **۱۵۷** نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې **۱۰۶** الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره **۷** ده، په بله وینا د سیبورگیم اتوم **۷** انرژیکي سویې لري. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې **۲**، په دویمه کې یې **۸**، په دریمه کې یې **۱۸**، په څلورمه کې یې **۳۲**، په پنځمه کې یې هم **۳۲**، په شپږمه کې یې **۱۲**، او په اوومه انرژیکي سویه کې یې **۲** الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) **۲۶۳** دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د سیبورگیم اتومي کتله **[۲۶۹]** اتومي واحده ده.

- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[Rn]5f^{14}6d^{4}7s^{2}$ سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمايي قطر یې ۱۳۲ پ. م دی.



انځور: د سيبورګيم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د سيبورګيم کثافت په عادي شرايطو کې په یو س. م. م کې ۳۵ ګرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې نامالومه ده.
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې نامالومه ده.

کیمیايي خواص یې

- د سيبورګيم کووالینسي نیم قطر ۱۴۳ پ. م دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې ۲ ، (۵) ، (۴) ، (۳) ، ۰ دي.

- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې **۷۵۷,۴** کیلوجوله\موله ده.

ایزوټوپونه یې

سیبورګیم یو مصنوعي کیمیایي عنصر دی چې پایښت لرونکي ایزوټوپونه نه لري. لومړنی پېژندل شوی رادیوایزوټوپ یې د $^{۲۶۳m}\mathbf{Sg}$ دی چې پر **۱۹۷۴** ز کال تولید شوی وو. تر اوسه یې **۱۲** رادیواکټیفي ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له **۲۵۸** څخه پیل او پر **۲۷۱** پای ته رسیږي، او **۲** یې هسته یې ایزومیرونه پېژندل شوي چې $^{۲۶۱m}\mathbf{Sg}$ او $^{۲۶۳m}\mathbf{Sg}$ دي. تر ټولو ډېر اوږده عمر لرونکی یې د $^{۲۷۱}\mathbf{Sg}$ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۲,۴** دقیقې دی.

کیمیایي مرکبونه یې

د سیبورګیم دا لاندې مرکبونه پېژندل شوي لکه $\mathbf{SgO_{۲}Cl_{۲}}$ ، $\mathbf{SgO_{۲}F_{۲}}$ ، $\mathbf{SgO_{۳}}$ ، $\mathbf{SgO_{۲}OH_{۲}}$ ، همدا راز مجموعي ایونونه یې لکه $\mathbf{[SgO_{۲}F_{۳}]^{-}}$ او $\mathbf{[Sg(OH)_{۵}(H_{۲}O)]^{+}}$.

د سیبورګیم کاربونیلي مجموعه $\mathbf{Sg(CO)_{۶}}$ هم څېړل شوې ده.

۱۰۷. بوریم

بوریم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د اوومې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۱۰۷ او سېمبول یې **Bh** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Bohrium**)، په انګلیسي کې (**Bohrium**) او په روسي ژبه کې (**Бóрий**) دی. دا یو بې پایښته رادیواکټیفي کیمیایي عنصر دی. د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره (**۵۴۰۳۷-۱۴-۸**) ده

. د دې عنصر ظاهري بڼه احتمال لري چې سپینو زرو ته ورته یا خړ رنګ ولري. مانا دا چې سپینو زرو ته ورته خړ رنګ لرونکی فلز دی.

تاریخچه یې

د **۱۰۷** شمېرې عنصر د سینتېز په اړه خبر لومړی ځل پر **۱۹۷۶** ز کال د شوروي اتحاد د «دوبنا» ښار د اټومي څېړنو له متحد انستیتوت څخه د هسته یي فیزیک پوهاند «یوري څولاکوویچ اوګانیسیان» ډلې ورکړ. د دې کار سېستم د بیسموټ-**۲۰۹** او کرومیم-**۵۴** د هستو د یوځای کېدو د **تعامل** د توکیو د په خپل سر وېش څېړنه وه. د نیمایي عمر دوه پېرونه ومونډل شول، یو یې **۵** ثانیې بل یې **۱-۲** میکرو ثانیې وو. لومړی یې د ^{257}**۱۰۵** ایزوټوپ د هستې په تجزیې پورې وتړل شو، ځکه چې د نیمایي عمر همدغه پېر د **تعامل** د هغو توکیو لپاره هم لیدل شوی چې **۱۰۵** شمېره عنصر یې جوړ کړی وو : $^{54}Cr+^{205}Tl$, $^{51}V+^{208}Pb$, $^{50}Ti+^{209}Bi$. د نیمایي عمر دویم پېر د ^{261}**۱۰۷** ایزوټوپ په هستې پورې وتړل شو، چې د پوهانو د اټکل له مخې د تجزیې دوه حالتونه یا دوه ډولونه لري: یو یې **پخپل** سر تجزیه ده (**۲۰** سلنه) او دویم یې الفا- تجزیه ده چې د ^{257}**۱۰۵** د (**daughter nucleus**) د په **خپل** سر تجزیې او وېش حالت ته راولي چې نیمایي عمر یې **۵** ثانیې دی.

پر **۱۹۸۱** ز کال د درنو ایونونو د انستیتوت (**Gesellschaft für Schwerionenforschung, GSI**) الماني پوهانو په «درامشتادت» کې د همدغه $^{54}Cr+^{209}Bi$ **تعامل** توکي وڅېړل، داسې بشپړ سېستم یې وکاراوه چې د نوکلیډونو الفا- تجزیه وښیي او د دغې تجزیې پارامترونه وټاکي. د (**GSI**) پوهانو په **خپل** ازمایښت کې د ^{262}**۱۰۷** ایزوټوپ د هستې **۵** الفا- تجزیې مالومې کړې او د ده د ژوند مهال یې په **۱,۲-۲,۳** +**۴,۷** ثانیې وارزاوه.

لکه څنګه چې د ۱۰۷، **۱۰۵** او **۱۰۴** شمېرو عنصرونو د ایزوټوپونو راتلونکیو څېړنو وښوده، په $^{209}Bi+^{54}Cr$ تعامل کې رښتیا هم د ۱۰۷^{۲۶۱} او ۱۰۷^{۲۶۲} هستې زېږي. خو ډېر هغه پایلنیوي چې پر **۱۹۷۶** ز کال د شوروي اتحاد د «دوبنا» د اټومي څېړنو د متحد انستیتوت د پوهانو ډلې کړي ول، تېروتنې راووتې. له دې شمېر څخه یوه تېروتنه دا وه چې د نیمايي عمر پېر نږدې **۵** ثانیې د **۱۰۵**^{۲۵۷} ایزوټوپ نه، بلکې د **۱۰۵**^{۲۵۸} ایزوټوپ عمر وو. د یو پر دريې احتمال سره دا ایزوټوپ بېټا - تجزیه لري او په **۱۰۴**^{۲۵۸} ایزوټوپ بدلیږي، چې ډېر ژر (نیمايي عمر یې ۱۲ میکرو ثانیې دی) په خپل سر وېشل کیږي. دا د دې مانا لري چې د اټومي څېړنو په متحد انستیتوت کې د ۱۰۷^{۲۶۱} ایزوټوپ د هستې نه، بلکې د ۱۰۷^{۲۶۲} ایزوټوپ د هستې د الفا - تجزیې محصول توکي لیدل شوي دي. د اوسنیو ارزونو له مخې د ۱۰۷^{۲۶۱} ایزوټوپ د عمر موده ۱۲ میکروثانیې ده چې د **۱۹۷۶** ز کال تر پایلې لوړه ده.

د نامه ریښه یې

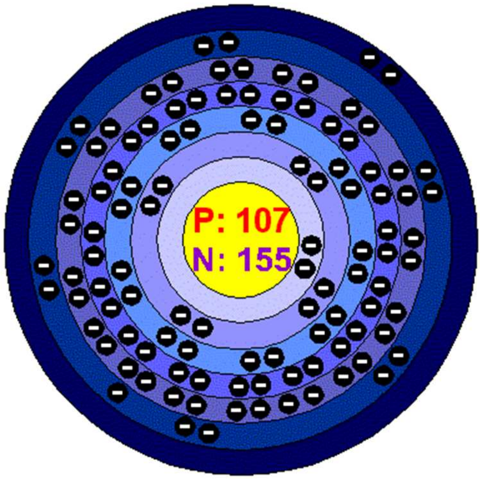
د **۱۹۹۲** ز کال په سیپټمبر کې د «درامشتادت» او د «دوبنا» د پوهانو تر منځ داسې هوکړه وشوه چې ۱۰۷ شمېره عنصر اړینه ده د ډنمارکي فیزیکپوه، پر **۱۹۲۲** ز کال د فیزیک په څانګه کې د نوبل ډالۍ ګټونکي «نیلس هینریک ډېویډ بور» (**۱۸۸۵-۱۹۶۲**) په ویاړ د «نیلسبوریم» په نامه ونومول شي. شوروي پوهانو په لومړي سر کې د «نیلسبوریم» نوم د **۱۰۵** شمېرې عنصر لپاره په پام کې نیولی وو چې اوس «دوبنیم» نومیږي. پر **۱۹۹۳** ز کال د «ایوپاک» ټولنې د ۱۰۷ شمېرې عنصر د مالومولو په برخه کې د جرمنیانو لومړیتوب ومانه او پر **۱۹۹۴** ز کال یې په خپله سلا کې د «بوریم» نوم وړاندیز کړ، ځکه چې د کیمیايي عنصرونو نومونه هیڅ مهال د پوهاند له نامه او کورني نامه څخه نه ول غوره شوي. دا وړاندیز له ډنمارکي کیمیاپوهانو سره تر سلا وروسته پر **۱۹۹۷** ز کال پوخ او تصدیق شو.

د بوريم اتوم

د بوريم د اتوم هسته له ۱۰۷ پروتونونو او ۱۵۵ نيوترونونو جوړه ده . د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۱۰۷ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۷ ده، په بله وينا د بوريم اتوم ۷ انرژيکي سوېې لري. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کي يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په درېيمه کې يې ۱۸، په څلورمه کې يې ۳۲، په پېنځمه کې يې هم ۳۲، په شپږمه کې يې ۱۳، او په اوومه انرژيکي سويه کې يې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۶۲ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د بوريم اتومي کتله [۲۶۷] اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Rn]٥f^{١٤}٦d^{٥}٧s^{٢}$ سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې په اټکلي ډول ۱۲۸ پ. م دی.



انځور: د بوريم د اتوم جوړښت

فیزیکی خواص یې

- د بوریم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې په اټکلي ډول ۳۷ گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې نامالومه ده.
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې نامالومه ده.

کیمیایي خواص یې

- د بوریم کووالینسي نیم قطر ۱۴۱ پ. م دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۷، (۵)، (۴)، (۳) دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې په اټکلی ډول ۶۲۰ کیلوجوله\موله (الکترون ولټه) ده.

ایزوټوپونه یې

بوریم یو مصنوعي کیمیایي عنصر دی او پایښت لرونکي ایزوټوپونه نه لري. د دې عنصر لومړنی پېژندل شوی د ^{262}Bh ایزوټوپ وو چې پر ۱۹۸۱ ز کال سینتېز شو. تر اوسه د دې عنصر ۱۱ رادیواکتیفي بې پایښته ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې ۲۶۰-۲۶۲، ۲۶۴-۲۶۷، ۲۷۰-۲۷۲، ۲۷۴ دي. یانې ۲۶۰، ۲۶۱، ۲۶۲، ۲۶۴، ۲۶۵، ۲۶۶، ۲۶۷، ۲۷۰، ۲۷۱، ۲۷۲، او ۲۷۴ دي. همدا راز یې یو ایزومیر هم پېژندل شوی او هغه د ^{262m}Bh ایزومیر دی. د ایزوټوپونو له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د بوریم-۲۷۰ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱ دقیقه دی.

۱۰۸. هاسیم

هاسیم د کیمیایي عنصرونو د دوره يي جدول د اوومې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې ۱۰۸ او سېمبول يې Hs دی. د دې عنصر نوم په لاتيني ژبه کې (**Hassium**)، په انګليسي کې (**Hassium**) او په روسی ژبه کې (**Xáссий**) دی. د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره (**۵۴۰۳۷-۵۷-۹**) ده. هاسيم يو مصنوعي (يو عنصر دی چې په لابراتوار کې جوړېږي خو په طبيعت کې نه موندل کيږي)، راديواکتيفي کيميايي عنصر دی او ظاهري بڼه يې نامالومه ده.

تاریخچه یې

د ۱۰۸ شمېرې کيميايي عنصر د لاس ته راوړلو په اړه لومړی ځل د ۱۹۷۰ ز کلونو په سر کې خبرونه خپاره شول او دا د ډېر لنډ عمر لرونکيو، په ستونزې سره لاس ته راوړونکيو، او زښتو ډېرو درنو عنصرونو لپاره يوه ډېره ناڅاپي خبره وه. کسپين سمندرګي ته نږدې په دښتي سيمه کې د «و. و. چيردينڅېف» تر مشرۍ لاندې د شوروي اتحاد يوې ډلې پوهانو د موليبډينيټ MoS_2 مينرال په بېلګو کې يو ډول هستې وليدې او د دغو هستو پر بنسټ يې يو داسې زړور پايلنيوی وکړ چې دا اتومي هستې د ۱۰۸ شمېرې کيميايي عنصر دي چې اتومي کتله يې ۲۶۷ ده. د دې «کشف» په اړه خبر د ۱۹۷۰ ز کال د «ناووکا او ژيزن» (پوهنه او ژوند) او «اټومي انرژۍ» مجلو کې خپور شو. خو وروسته دا کشف ناسم او نارښتونی وبلل شو.

په کره ډول بايد وويل شي چې ۱۰۸ شمېره کيميايي عنصر پر ۱۹۸۴ ز کال د جرمني د «درامشتادت» ښار د درنو ايونونو د څېړنې په منځۍ (**Gesellschaft für Schwerionenforschung, GSI**) کې د وسپنې-۵۸ د ايونونو د يوې مجموعې پر مټ، د (**UNILAC**) په نامه د ذرو ګړندي کوونکي ماشين په مرسته د سرپو د ^{208}Pb د

نښې د بمبارۍ په پایله کې جوړ شو . د دې ازمایښت په پایله کې د ^{265}Hs درې هستې مصنوعي جوړې شوې (سینتېز شوې) چې د الفا - تجزیو د ځنځیر د پارامترونو له مخې مالومې کړای شوې او ونومېرل شوې . هممهال د روسیې د «دوبنا» د اټومي څېړنو په متحد انستیتوت کې په خپلواک ډول همدغه تعامل تر څېړنې لاندې نیول شوی وو چې د ^{253}Es د هستې د الفا - تجزیې د دریو پېښو د کتنې پر بنسټ د ^{265}Hs د هستې په همدغه تعامل کې د سینتېز پخلی وشو چې په الفا - تجزیه کې ترسره شو . لکه څنګه چې په «دوبنا» کې د مېتودونو کارېدونکي سېستم دا شونتیا نه ورکوله چې پخپله د ^{265}Hs د هستې تجزیه ثبت شي، نو د تیوریکي او عملي کیمیا د نړیوالې ټولنې «ایوپاک» (IUPAC) کاري ډله پر ۱۹۹۳ ز کال دې پایلې ته راغله چې د ۱۰۸ شمېرې کیمیایي عنصر د جوړېدو لوی او بنسټيز خدمت د جرمني د «درامشتادت» د پوهانو په ډلې پورې اړه لري.

د نامه ريښه يې

په لومړي سر کې «د په اصطلاح په طبیعت کې د موندل کېدو پر مهال» دا عنصر د « sergenium, Sg » په نامه یادېده (هغه مهال دا سېمبولونه سیبورګیم ته نه ول ورکړ شوي) او دا نوم د ورېښمو په لویه لار کې د «سېریکه» لرغوني ښار له نامه څخه اخیستل شوی وو . خو لکه څنګه چې د کسپین سمندرګي په سیمه کې د دې عنصر د کشف موضوع نارښتونې راووته، نو له دې کبله پر راتلونکي لنډ مهال دا نوم له پوهنیز ډګره ووت.

په بري سره د دې عنصر تر مصنوعي جوړېدو (سینتېز) وروسته وړاندیز وشو چې دی دې د جرمني کیمیاپوه، پر ۱۹۴۴ ز کال د کیمیا په څانګه کې د نوبل ډالۍ ګټونکي «اوتو هان» (۱۸۷۹-۱۹۶۸) په ویاړ د «ottohahnium, Oh » په نامه ونومول شي. پر ۱۹۹۴ ز کال «ایوپاک» له منل شوي دود سره سم (د کیمیایي عنصر لپاره نوم یوازې د وګړي له کورني نامه څخه غوره کیږي) د دې عنصر لپاره د (hahnium, Hn) نوم سلا کړ.

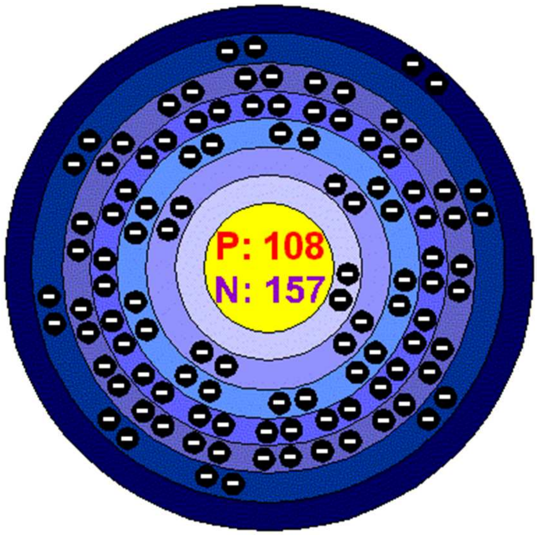
خو پر ۱۹۹۷ ز کال يې خپله دا سلا بدله کړه او د عنصر لپاره يې د «هاسيم» نوم ومانه چې د جرمني د خاورې له پخواني لاتيني نامه (Hassia)، چې «درامشتادت» يې مرکز وو، څخه اخيستل شوی دی.

د هاسيم اتوم

د هاسيم د اتوم هسته له ۱۰۸ پروتونونو او ۱۵۷ نيوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۱۰۸ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۷ انرژيکي سويې لري، په بله وينا د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۷ ده. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په درېيمه کې يې ۱۸، په څلورمه کې يې ۳۲، په پېنځمه کې يې هم ۳۲، په شپږمه کې يې ۱۴، او په اوومه انرژيکي سويه کې يې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۶۵ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د هاسيم اتومي کتله [۲۶۹] اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Rn]5f^{14}6d^{6}7s^{2}$ سره ښودل کېږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۲۶ پ. م دی.



انځور: د هاسیم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د هاسیم کثافت په عادي شرایطو (د کوټې د هوا د تودوخې په درجه) کې په یو س. م. م کې ۴۰،۷ گرامه دی.
- د ویلي کېدو او ایشېدو د تودوخې درجې یې نامالومې دي.

کیمیایي خواص یې

- د هاسیم کووالینسي نیم قطر ۱۳۴ پ. م دی.
- د هاسیم د اکسایډ جوړولو درجې ۸، (۲)، (۵)، (۴)، (۳)، (۲) دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۷۳۳،۳ کیلوجوله\موله ده.

ايزوټوپونه يې

هاسيم يو مصنوعي کيميايي عنصر دی او لکه د نورو ټولو مصنوعي کيميايي عنصرونو په څېر پايښت لرونکي ايزوټوپونه نه لري. هغه ايزوټوپونه يې چې تر اوسه پېژندل شوي هغه هم مصنوعي جوړ شوي (سينتېز شوي) دي. د دې عنصر لومړنی ايزوټوپ ^{265}Hs پر ۱۹۸۴ ز کال سينتېز شو. تر اوسه يې ۱۲ ايزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې يې له ۲۶۳ څخه پيل او پر ۲۷۷ پای ته رسيږي. په دې شمېر کې د ۲۷۲، ۲۷۴ او ۲۷۶ شمېرې ايزوټوپونه نشته. همدا راز يې ۴ هسته يي ايزوميرونه پېژندل شوي دي. د ايزوټوپونو له شمېر څخه يې د تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{269}Hs ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۹,۷ ثانيې دی. د دې عنصر ايزوټوپونه لا تر اوسه ټول نه دي څېړل شوي.

۱۰۹. مايټنريم

مايټنريم د کيميايي عنصرونو د دوره يي جدول د اوومې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې ۱۰۹ او سېمبول يې **Mt** دی . د دې عنصر نوم په لاتيني ژبه کې (**Meitnerium**)، په انګليسي کې (**Meitnerium**) او په روسي ژبه کې (**Мейтнерий**) دی. مايټنريم يو مصنوعي کيميايي عنصر دی، ظاهري بڼه يې نامالومه ده، احتمال لري چې انتقالي فلز وي. د ثبت د سي اې ابس (**CAS**) شمېره يې (**۶-۰۱-۵۴۰۳۸**) ده.

تاریخچه او د نامه ریښه یې

دا عنصر لومړی ځل پر ۱۹۸۲ ز کال د جرمني د «درامشتادت» د درنو ایونونو د څېړنې په منځۍ کې د دې تعامل $^{209}Bi + ^{58}Fe \rightarrow ^{266}Mt + n$ په پایله کې لاس ته راوړل شو.

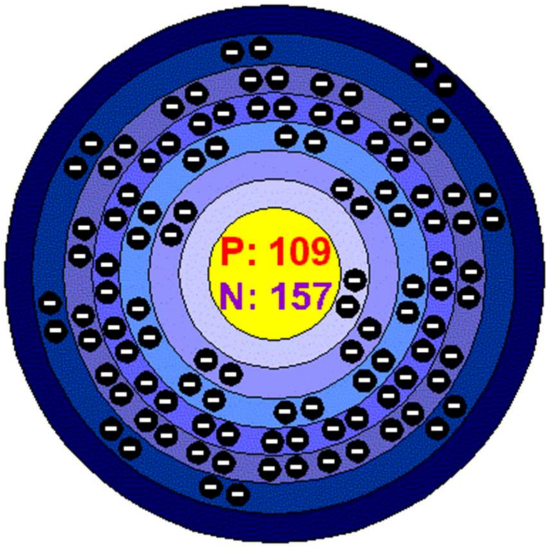
مایټنریم پخوا د (**Unnilennium**) په نامه یادېده، سېمبول یې هم **Une** وو. د دې عنصر لپاره د مایټنریم **Mt** نوم د اتریشۍ فیزیکپوه او رادیوکیمیاپوه «لیزا میټنر» (۱۸۷۸-۱۹۶۸) په ویاړ وړاندیز شو او د هغې په نامه ونومول شو. د ۱۰۹ شمېرې عنصر لپاره دا نوم پر ۱۹۹۷ ز کال د «ایوپاک» ټولنې له خوا په رسمي ډول ومنل شو.

د مایټنریم اتوم

د مایټنریم د اتوم هسته له ۱۰۹ پروتونونو او ۱۵۷ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۱۰۹ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۷ انرژیکي سويې لري، په بله وینا د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۷ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۲، په پېنځمه کې یې هم ۳۲، په شپږمه کې یې ۱۵، او په اوومه انرژیکي سویه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۶۶ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د مایټنریم اتومي کتله [۲۷۸] اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[Rn]\ 5f^{14}\ 6d^{7}\ 7s^{2}$ سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمايي قطر یې ۱۲۸ پ. م دی.



انځور: د مایټنریم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د مایټنریم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م کې ۳۷,۴ گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې نامالومه ده.
- د ایشېدو د تودوخې درجه یې نامالومه ده.

کیمیایي خواص یې

- د مایټنریم کووالینسي نیم قطر ۱۲۹ پ. م دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې ۹، ۸، ۶، ۴، ۳، ۱ دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۸۰۰,۸ کیلو جوله\موله ده.

ایزوټوپونه یې

مایټنریم یو مصنوعي کیمیایي عنصر دی او پایښت لرونکي ایزوټوپونه نه لري. د دې عنصر ټول پېژندل شوي ایزوټوپونه مصنوعي جوړ شوي دي. لومړنی پېژندل شوی ایزوټوپ یې د ^{266}Mt ایزوټوپ وو چې پر ۱۹۸۲ ز کال جوړ شوی وو. تر اوسه یې ۸ ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې ۲۶۶، ۲۶۸، ۲۷۰، ۲۷۴، ۲۷۵، ۲۷۶، ۲۷۷، او ۲۷۸ دي. همدا راز یې دوه هسته یي ایزومیرونه هم پېژندل شوي او هغه ^{268m}Mt او ^{270m}Mt دي. د تر ټولو ډېر اوږده عمر لرونکی یې د ^{278}Mt ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۸ ثانیې دی. د ډېری ایزوټوپونو د تجربې ډول یې الفا-تجزیه دی، خو د ځینو د تجزیې ډول یې په خپل سر تجزیه دی.

۱۱۰. دارمشتاډیم

دارمشتاډیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د اوومې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۱۱۰ او سېمبول یې **Ds** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Darmstadtium**)، په انګلیسي کې (**Darmstadtium**) او په روسي ژبه کې (**Дармштадтий**) دی. دا یو مصنوعي جوړ شوی عنصر دی، ظاهري بڼه یې نامالومه او د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (۱-۷۷-۵۴۰۸۳) ده.

تاریخچه یې

دارمشتاډیم عنصر ته نوم د ده د جوړېدو د ځای له مخې ورکړ شوی. دا عنصر لومړی ځل د ۱۹۹۴ ز کال د نوامبر پر ۹ د جرمني د «دارمشتادت» د درنو ایونونو د څېړنې په منځی

(GSI) کې د پوهانو «س. هوفمن»، «و. نینوف»، «ف. پ. هیسبرګر»، «پ. ارمبروسټر»، «هـ. فولګر»، «ګ. میونسنبرګ»، «خ. شوټ» او نورو له خوا مصنوعي جوړ شو. د لاس ته راوړل شوي ایزوټوپ اتومي کتله ۲۶۹ اتومي واحده وه.

دا نوی عنصر د ایونونو په ګرڼدي کوونکي ماشین (UNILAC) کې د نیکلو **Ni** او سرپو **Pb** د اتومونو د یو ځای کولو د **تعامل** او د نیکلو د ایونونو پر مټ د سرپو د نښې د بمبارۍ په پایله کې جوړ او لاس ته راغلی دی.

دارمشتاډیم شلورم عنصر وو چې د جرمني د درنو ایونونو د څېړنې په منځۍ (GSI) کې جوړ شو. ۱۰۷ شمېره بوریم، ۱۰۸ شمېره هاسیم، او ۱۰۹ شمېره مایټنریم کیمیایي عنصرونه هم همدلته جوړ شوي دي. د دارمشتاډیم تر سینتېز وروسته ۱۱۱ شمېره رونټګینیم **Rg** او ۱۱۲ شمېره کوپرنیسیم **Cn** عنصرونه هم د جرمني په همدغه منځۍ کې سینتېز شول.

لاس ته راوړل یې

د دارمشتاډیم ایزوټوپونه د هسته یي **تعاملونو** په پایله کې لاس ته راغلل چې معادلې یې دا دي:

$$^{208}_{82}\mathrm{Pb} + {}^{62}_{28}\mathrm{Ni} \rightarrow {}^{269}_{110}\mathrm{Ds} + {}^{1}_{0}\mathrm{n}$$

$$^{208}_{82}\mathrm{Pb} + {}^{64}_{28}\mathrm{Ni} \rightarrow {}^{271}_{110}\mathrm{Ds} + {}^{1}_{0}\mathrm{n}$$

$$^{244}_{94}\mathrm{Pu} + {}^{34}_{16}\mathrm{S} \rightarrow {}^{273}_{110}\mathrm{Ds} + 5\,{}^{1}_{0}\mathrm{n}$$

همدا راز د کوپرنیسیم **Cn** د $\mathbf{Cn}^{۲۸۳}$ او $\mathbf{Cn}^{۲۸۵}$ ایزوټوپونو د الفا-تجزیې په پایله کې جوړ او لاس ته راغلل.

د نامه ريښه يې

د روسيې د «دوبنا» د اټومي څېړنو د متحد انستيتوت پوهانو وړانديز وکړ چې دا عنصر دې د پرانسي فيزيکپوه او د فيزيک په څانگه کې د نوبل ډالۍ گټونکي «انتوان انري بيکريل» (۱۸۵۲-۱۹۰۸) په وياړ د «بيکريليم» **(Bl)** په نامه ونومول شي. (وروسته دا نوم د ۱۱۳ شمېرې عنصر لپاره وړانديز شو).

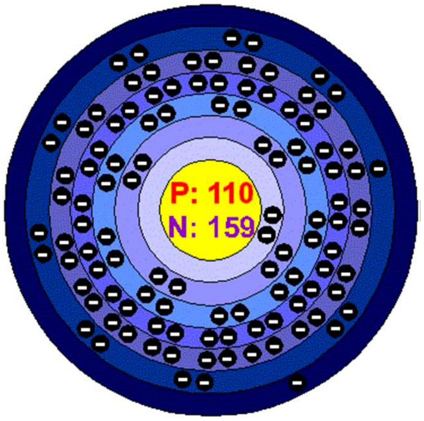
پر ۲۰۰۱ ز کال د تيوريکي او عملي کيميا د نړيوالې ټولنې «ايوپاک» (**IUPAC**) کاري ډلې د دې نوي کيميايي عنصر د جوړېدو پخلی وکړ او د دې مصنوعي عنصر د جوړېدو لومړيتوب يې د جرمني د «دارمشتادت» د درنو ايونونو د څېړنې منځی (**GSI**) حق وباله. د ۲۰۰۳ ز کال په اگست کې د «ايوپاک» (**IUPAC**) ټولنې د کاناډا په پلازمېنه اوتاوا کې په خپله ۴۲ عمومي اسامبله کې په رسمي ډول ۱۱۰ شمېره کيميايي عنصر د کيميايي عنصرونو په دوره يي جدول کې د «دارمشتاډيم» په نامه ځای پر ځای کړ.

د دارمشتاډيم اتوم

د دارمشتاډيم د اتوم هسته له ۱۱۰ پروتونونو او **۱۵۹** نيوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۱۱۰ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۷ ده، په بله وينا د دارمشتاډيم اتوم ۷ انرژيکي سويې لري. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په درېيمه کې يې ۱۸، په څلورمه کې يې ۳۲، په پېنځمه کې يې هم ۳۲، په شپږمه کې يې ۱۷، او په اوومه انرژيکي سويه کې يې ۱ الکترون سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) **۲۶۹** دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د دارمشتاډيم اتومي کتله [۲۸۱] اتومي واحده ده.
- د اتوم د الکتروني وېش فورمول يې دا $[Rn]\ 5f^{14}\ 6d^{8}\ 7s^{2}$ يا هم ښايي چې دا $[Rn]\ 5f^{14}\ 6d^{9}\ 7s^{1}$ وي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۳۲ پ. م دی.



انځور: د دارمشتاډيم د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

- د دارمشتاډيم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې په اټکلي ډول ۳۴٫۸ گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې نامالومه ده.
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې نامالومه ده.

کیمیایي خواص یې

- د دارمشتاډیم کووالینسي نیم قطر ۱۲۸ پ. م دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې ۸، ۶، ۴، ۲، ۰ د ي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې **۹۵۵,۲** کیلوجوله\موله ده.

دارمشتاډیم یو رادیواکتیفي (وړانګې خپروونکی، ذرې خپروونکی) کیمیایي عنصر دی.

ایزوټوپونه یې

دارمشتاډیم یو مصنوعي کیمیایي عنصر دی چې پایښت لرونکي ایزوټوپونه یا هم په طبیعت کې ایزوټوپونه نه لري. ټول هغه ایزوټوپونه یې چې تر اوسه څېړل شوي او پېژندل شوي، په لابراتوارونو کې مصنوعي جوړ شوي دي . تر اوسه د دې عنصر ۸ ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې دا **۲۶۷، ۲۶۹، ۲۷۰، ۲۷۱، ۲۷۳، ۲۷۷، ۲۷۹، ۲۸۱** دي. همدا راز یې ۳ هسته یي ایزومیرونه هم پېژندل شوي او هغه **^{۲۷۰m}Ds**، **^{۲۷۱m}Ds** او **^{۲۸۱m}Ds** دي . تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی ایزوټوپ یې **^{۲۸۱}Ds** ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۹,۶** ثانیې دی.

۱۱۱. رونټګینیم

رونټګینیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د اوومې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۱۱۱ او سېمبول یې **Rg** دی . د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Roentgenium**)، په انګلیسي کې (**Roentgenium**) او په روسي ژبه کې

(Рентге́ний) دی. دا یو ډېر رادیواکتیفي مصنوعي جوړ شوی (هغه عنصر چې په لابراتوار کې جوړېږي او په طبیعت کې نه موندل کیږي) کیمیایي عنصر دی چې د ثبت د سي اې اېس (CAS) شمېره یې (۲-۲۴-۵۴۳۸۲) ده. رونتګینیم یو انتقالي فلز دی.

تاریخچه یې

د ۱۱۱ شمېرې کیمیایي عنصر لومړی ځل د ۱۹۹۴ ز کال د ډیسمبر پر ۸ د جرمني په «دارمشتادت» ښار کې جوړ شو. د دې عنصر په اړه د لومړنیو مالوماتو وړاندې کوونکي، چې پر راتلونکي لنډ مهال د المان په (Zeitschrift für Physik) مجله کې چاپ شول، «س. هوفمن»، «و. نینوف»، «ف. پ. هیسبرگر»، «پ. ارمبروسټر»، «خ. فولګر»، «ګ. میونسنبرګ»، «خ. شوټ»، «ا. ګ. پوپېکو»، «ا. و. یرېمین»، «ا. ن. اندرېیف»، «س. سارو»، «ر. یانیک»، او «م. لېینو» ول. پر جرمني فیزیکپوهانو سربېره په دې نړیواله ډله کې د روسیې د اټومي څېړنو د متحد انستیتوت درې پوهان، یو بلغاریایي (و. نینوف)، دوه سلواکیان او یو هم د فنلېنډ استازي ګډون درلود.

د عنصر جوړوونکیو وړاندیز وکړ چې نوی عنصر دې د نامتو الماني فیزیکپوه، پر ۱۹۰۱ ز کال د فیزیک په څانګه کې د نوبل ډالۍ ګټونکي «ویلهلم کونراډ رونتګین» (۱۸۴۵-۱۹۲۳) په ویاړ د «رونتګینیم» (Rg) په نامه ونومول شي.

لومړنی سینتېز یې د دې تعامل له مخې ترسره شو:

$$^{209}Bi + ^{64}Ni = ^{272}Rg + n$$

د دې سینتېز په مرسته یې یو داسې ایزوټوپ جوړ شو چې نیمایي عمر یې یوازې ۱٫۵ میکرو ثانیې وو. وروسته د عنصر جوړېدنه هم په «دارمشتادت» کې او هم په نورو څېړنیزو منځیو کې پخه شوه؛ په نورو هسته یي تعاملونو کې یې یو د ^{279}Rg ایزوټوپ لاس ته راغی چې نیمایي عمر یې ۱۷۰ میکرو ثانیې وو، او بل یې د ^{280}Rg ایزوټوپ تر

لاسه شو چې نيمايي عمر يې ۳٫۲ ثانيې وو. د ^{281}Rg ايزوټوپ يې د اونون سيپټيم Uus کيميايي عنصر د Uus^{293} ايزوټوپ د تجزيې توکی دی، چې ۹۰ سلنه يې پخپل سر تجزيه يا هم د الفا-ذرې په ۱۰ سلنې خوشي کېدو سره تجزيه کيږي. د رونټګينيم نور ټول ايزوټوپونه د الفا-ذرې په خوشي کېدو سره تجزيه کيږي.

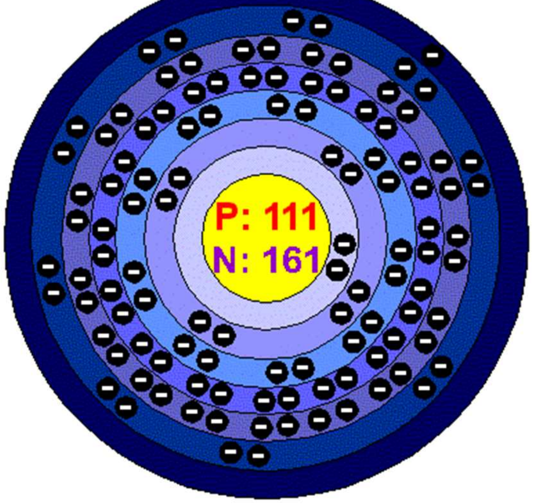
د تيوريکي او عملي کيميا نړيوالې ټولنې «ايوپاک» پر ۲۰۰۳ ز کال ۱۱۱ شمېره کيميايي عنصر په رسمي ډول ومانه او پر ۲۰۰۴ ز کال يې د رونټګينيم نوم پر کېښود.

د رونټګينيم اتوم

د رونټګينيم د اتوم هسته له ۱۱۱ پروټونونو او ۱۷۱ نيوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۱۱۱ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۷ انرژيکي سويې لري، په بله وينا د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۷ ده. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په دريېمه کې يې ۱۸، په څلورمه کې يې ۳۲، په پېنځمه کې يې هم ۳۲، په شپږمه کې يې ۱۸، او په اوومه انرژيکي سويه کې يې ۱ الکترون سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروټونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۷۲ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د رونټګينيم اتومي کتله [۲۸۱] اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Rn]\ 5f^{14}\ 6d^{10}\ 7s^{1}$ سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۳۸ پ. م دی.



انځور: د رونتګینیم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د رونتګینیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې ۲۸,۷ ګرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې نامالومه ده.
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې نامالومه ده.

کیمیایي خواص یې

- د رونتګینیم کووالینسي نیم قطر ۱۲۱ پ. م دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې ۵، ۳، ۱، ۱- دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۱۰۲۲,۷ کیلوجوله\موله ده.

ایزوټوپونه یې

لکه څنګه چې رونټګینیم یو مصنوعي کیمیایي عنصر دی نو پر دې بنسټ پایښت لرونکي ایزوټوپونه نه لري. د دې عنصر لومړنی پېژندل شوی ایزوټوپ د $Rg^{۲۷۲}$ دی چې پر ۱۹۹۴ ز کال جوړ شوی وو. تر اوسه د دې عنصر ۷ رادیواکتیفي ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۲۷۲ څخه پیل او پر ۲۸۲ پای ته رسیږي او هغه ۲۷۲، ۲۷۴، ۲۷۸، ۲۷۹، ۲۸۰، ۲۸۱، او ۲۸۲ دي. د دې ایزوټوپونو له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د $Rg^{۲۸۲}$ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۲,۱ دقیقې دی.

۱۱۲. کوپرنیسیم

کوپرنیسیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د اوومې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۱۱۲ او سېمبول یې **Cn** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Copernicium**)، په انګلیسي کې (**Copernicium**) او په روسي ژبه کې (**Коперниций**) دی. د دې عنصر پخوانی نوم (**Ununbium, Uub**) وو. کوپرنیسیم د جستو، کاډمیم او سیمابو کیمیایي ګروپ پورې اړه لري. دا یو ډېر رادیواکتیفي مصنوعي کیمیایي عنصر دی. د ثبت د سي اې ابس (**CAS**) شمېره یې (**۵۴۰۸۴-۲۶-۳**) ده.

تاریخچه یې

د کوپرنیسیم کیمیایي عنصر لومړی ځل د ۱۹۹۶ ز کال د فبرورۍ پر ۹ د جرمني د «دارمشتادت» ښار د درنو ایونونو د څېړنې په انستیتوت کې سینتېز (مصنوعي جوړ) شو او لاس ته راغی. د جوړوونکیو په ډله کې یې دا کسان شامل ول لکه «س. هوفمن»، «و.

نینوف»، «ف. پ. هیسبرگر»، «پ. ارمبروسټر»، «هـ. فولگر»، «ګ. میونسنبرګ» او نور. د درنو ایونونو په ګړندي کوونکي ماشین کې د سرپو-۲۰۸ پر نښه باندې د سرپو-۷۰ اټومي هستو پر مټ بمبارۍ او تعامل په پایله کې د ۱۱۲ شمېرې عنصر د ^{277}Cn ایزوټوپ دوه هستې لاس ته راغلې.

د کوپرنیسیم تر دې درانه ایزوټوپونه وروسته یانې پر ۲۰۰۰ او ۲۰۰۴ ز کلونو د روسیې د «دوبنا» ښار د اټومي څېړنو په متحد انستیتوت کې د فلیروویم **Fl** د ایزوټوپونو د تجزیې د توکیو په توګه تر لاسه شول.

پر ۲۰۰۷ ز کال د اټومي څېړنو په همدغه متحد انستیتوت کې د دې عنصر د ایزوټوپونو سینتېز د ده د کیمیایي نومېرنې او مالومونې پر مټ تصدیق کړای شو. د پلوتونیم-۲۴۲ نښې ته د کلسیم- ۴۸ پر مټ وړانګه ورکړل شوه. په تعامل کې د ۱۱۴ شمېرې عنصر د ^{287}Fl ایزوټوپ جوړ شو او د اتموسفیر تر فشار لاندې د هیلیم **He** او ارګون **Ar** له مخلوط سره یو ځای تشخای ته ننوت. تر الفا- تجزیې نږدې نیمه ثانیه وروسته ^{287}Fl د ۱۱۲ شمېرې عنصر په دې ^{283}Cn ایزوټوپ باندې بدلیده چې د ګازي دارې په مرسته سړې کوټې (**cryogenic chamber**) ته، چې د سرو زرو حسګر یې درلود، لېږدېده. په حسګرو یا مېچګرو کې د ۱۱۲ شمېرې عنصر د هستو تجزیې ثبت شوې.

د ۱۱۲ شمېرې کیمیایي عنصر جوړېدنه د ۲۰۰۹ ز کال په مې میاشت کې د تیوریکي او عملي کیمیا د نړیوالې ټولنې «ایوپاک» له خوا ومنل شوه، تر دې وروسته یې د نامه د پخلي بهیر پیل شو.

د نامه ریښه یې

د جرمني د «دارمشتادت» ښار د درنو ایونونو د څېړنې انستیتوت (**GSI**) وړاندیز وکړ چې ۱۱۲ شمېره عنصر دې د رنسانس د پېر د نامتو پولېنډي ستورپوه، شمېرپوه، میخانیک،

وټیوه «نیکولای کوپېرنیک» (۱۴۷۳-۱۵۴۳) په ویاړ د کوپرنیسیم (Copernicium (Cn)) په نامه ونومول شي. د ۲۰۱۰ ز کال د فبرورۍ پر ۱۹ نېټه، چې د «کوپېرنیک»د زوکړې ورځ وه، «ایوپاک» نوموړی نوم د ۱۱۲ شمېرې کیمیایي عنصر لپاره په رسمي ډول ومانه.

تر دې وروسته د عنصر د سېمبول په اړه بحثونه پیل شول. په لومړي سر کې د عنصر د جوړوونکیو له خوا وړاندیز شوی د Cp سېمبول د دوو لاملونو پر بنسټ مناسب ونه ګڼل شو:

لومړی دا چې په عضوي کیمیا کې دا سېمبول د راډیکال سیکلوپینتاډیېنیل C_5H_5 لپاره منل شوی دی؛

دویم دا چې په جرمني کې اوږده موده د لوټیټیم Lu کیمیایي عنصر د «کاسیوپې، کاسیوپیم» په نامه یادېده او سېمبول یې هم ورته Cp ټاکلی وو.

پخوا د دې عنصر لپاره د «شتراسمانیم» St ، وینوسیم Vs ، فریشیم Fs ، هیزنبرګیم Hb ، همدا راز لاورینټیم Lv ، ویکسهاوزیم Wi او هیلمهولسیم Hh نومونه وړاندیز شوي ول.

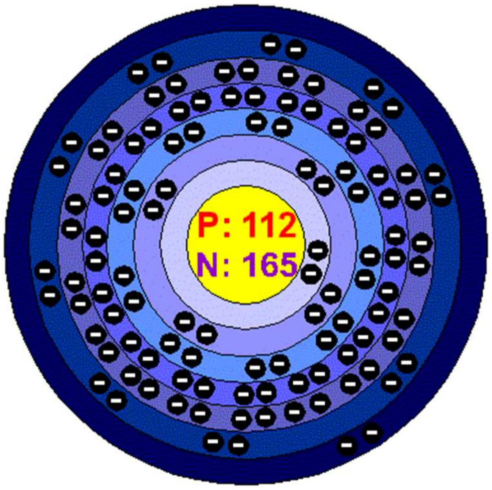
د کوپرنیسیم اتوم

د کوپرنیسیم د اتوم هسته له ۱۱۲ پروتونونو او ۱۲۵ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۱۱۲ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۷ انرژیکي سوېې لري، په بله وینا د کوپرنیسیم د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۷ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۲، په پینځمه کې یې هم ۳۲، په شپږمه کې یې ۱۸، او په اوومه انرژیکي

سویه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۷۷ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د کوپرنیسیم اتومي کتله ۲۸۵ اتومي واحده ده.
- د اتوم د الکتروني وېش فورمول یې ښایي چې دا $[Rn]\ 5f^{14}\ 6d^{10}\ 7s^{2}$ وي.
- د اتوم نیمایي قطر یې ۱۴۷ پ. م دی.



انځور: د کوپرنیسیم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د کوپرنیسیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې ۲۳،۷ گرامو شاوخوا کې دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې نامالومه ده.
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې نامالومه ده.

کوپرنیسیم باید چې یو ډېر درووند عنصر وي.

کیمیایي خواص یې

- د کوپرنیسیم کووالینسي نیم قطر ۱۲۲ پ.م اټکل شوی دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې ۴، ۲، ۱، ۰ دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۱۱۵۴٫۹ کیلوجوله\موله ده.

ایزوټوپونه یې

کوپرنیسیم یو مصنوعي کیمیایی عنصر دی او پر دې بنسټ پاینښت لرونکي ایزوټوپونه نه لري. د دې عنصر لومړنی ایزوټوپ ^{277}Cn پر ۱۹۹۲ ز کال جوړ شوی دی. تر اوسه یې ۶ رادیواکتیفي ایزوټوپونه پېژندل شوي دي. د ده له ایزوټوپونو څخه یې یو هم په طبیعت کې نه دی موندل شوی. د پېژندل شویو ایزوټوپونو د کتلو شمېرې له ۲۷۷ څخه پیل او پر ۲۸۵ پای ته رسیږي او هغه ۲۷۷، ۲۸۱، ۲۸۲، ۲۸۳، ۲۸۴، او ۲۸۵ دي. له دې ایزوټوپونو څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{285}Cn ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۲۹ ثانیې دی. دا عنصر د ځینو ایزوټوپونو ۲ هسته یي ایزومیرونه هم لري چې هغه ^{283m}Cn او ^{285m}Cn ایزومیرونه دي چې تر اوسه یې بشپړ پخلی نه دی شوی.

۱۱۳. اونونتريم

اونونتريم د کيميايي عنصرونو د دوره يي جدول د اوومې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې ۱۱۳ او سېمبول يې **Uut** دی . د دې عنصر نوم په لاتيني ژبه کې (**Ununtrium**)، په انگليسي کې (**Ununtrium**) او په روسي ژبه کې (**Унýнтрий**) دی. اونونتريم يو راديواکتيفي مصنوعي کيميايي عنصر دی، چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره يې (**۵۴۰۸۴-۷۰-۷**) ده.

تاريخچه يې

د **۲۰۰۴** ز کال په فبرورۍ کې د هغو ازمايښتونو پايلې چاپ شوې چې د **۲۰۰۳** ز کال د جولای له**۱۴** د اگست د **۱۰** تر پايه ترسره شوي ول او په پايله کې يې **۱۱۳** شمېره کيميايي عنصر جوړ او لاس ته راغی. دا څېړنې د روسيې د «دوبنا» د اټومي څېړنو د متحد انستيتوت په حلقه يي گړندي کوونکي ماشين سيکلوټرون **У-۴۰۰** کې، د امريکا متحدو ايالتونو د «لاورينس» له لېويرمور ملي لابراتور سره په گډه د «دوبنا» له گازه ډک د هستو د (**DGFRS**) سيپاراتور (**separator**) په کارونې سره ترسره شوې. په دې ازمايښتونو کې د کلسيم د ايونونو پر مټ د امريسيم د نښو د بمبارۍ په پايله کې د **۱۱۵** شمېرې کيميايي عنصر ايزوټوپونه سينتېز شول: د **^{288}Uup** ايزوټوپ درې هستې او د **^{287}Uup** ايزوټوپ يوه هسته. دا څلور واړه هستې د الفا- تجزيې په پايله کې د **۱۱۳** شمېرې عنصر په ايزوټوپونو بدلې شوې او هغه ايزوټوپونه دا **^{284}Uut** او دا **^{283}Uut** وو. د **۱۱۳** شمېرې عنصر هستو نوره الفا- تجزيه هم وکړه او د **۱۱۱** شمېرې کيميايي عنصر په ايزوټوپونو بدلې شوې. د پرله پسې الفا- تجزيو لړۍ په پايله کې د **۱۰۵** شمېرې عنصر (دوبنيم) د په خپل سر وېش هستې رامنځته کړې.

پر ۲۰۰۴ او **۲۰۰۵** ز کلونو د روسيې د «دوبنا» د اټومي څېړنو متحد انستيتوت د امريکا متحدو ايالتونو د «لاورينس» له لېويرمور ملي لابراتوار سره په ګډه پوهنيزه همکارۍ کې د اوږده عمر لرونکي (چې نيمايي عمر يې نږدې ۲۸ ساعته دی) ^{۲۶۸}**Db** ايزوټوپ د :

$$۱۰۵^{۲۶۸} \rightarrow ۱۰۷^{۲۷۲} \rightarrow ۱۰۹^{۲۷۶} \rightarrow ۱۱۱^{۲۸۰} \rightarrow ۱۱۳^{۲۸۴} \rightarrow ۱۱۵^{۲۸۸}$$

د تجزيوي ځنځير (لړۍ) د وروستي محصول د کيميايي نومېرني او مالومونې په برخه کې ازمايښتونه ترسره شول. دې ازمايښتونو چې پکې ۲۰ نورې پېښې هم وڅېړل شوې، د **۱۱۵** او **۱۱۳** شمېرو کيميايي عنصرونو د جوړېدو پخلې وکړ.

د **۲۰۰۴** ز کال په سيپټمبر کې د **۱۱۳** شمېرې عنصر د ^{۲۷۸}**Uut** ايزوټوپ د يوې هستې د لاس ته راوړلو په اړه د جاپاني پوهانو يوې ډلې خبرتيا ورکړه. دوی د جستو او بيسموټ د هستو د يو ځای کولو تعامل کارولی وو. په پايله کې جاپاني پوهانو د ۸ کالو په بهير کې وکړای شول چې د اونونتريم د اتوم د زېږېدو (پيدا کېدو) **۳** پېښې ثبت کړي: د **۲۰۰۴** ز کال د جولای پر **۲۳**، د **۲۰۰۵** ز کال د اپرېل پر۲، او د ۲۰۱۲ ز کال د اګست پر ۱۲.

د دې عنصر د يو بل ياني د ^{۲۸۲}**Uut** ايزوټوپ دوه اتومه پر **۲۰۰۷** ز کال د روسيې د اټومي څېړنو متحد انستيتوت له خوا د دې تعامل $^{۲۳۷}Np + ^{۴۸}Ca \rightarrow ^{۲۸۲}Uut + ۳\,n^{۱}$ پر مټ سينتېز شول.

دوه نور ايزوټوپونه ^{۲۸۵}**Uut** او ^{۲۸۶}**Uut** يې د روسيې د همدغه انستيتوت له خوا پر ۲۰۱۰ ز کال د اونون سيپټيم **Uus** د دوو پر له پسې الفا - تجزيو د محصول توکيو په توګه سينتېز شول.

د نامه ريښه يې

دې عنصر ته نوم د پرله پسې شمېرې له مخې (د لاتيني ژبې له عددونو څخه مصنوعي جوړ شوی، **Ununtrium** د «يو- يو- درېيم» مانا لري، يا د (يوسلو ديارلسم) مانا ورکوي. د دې عنصر نوم اونونتريم لنډمهاله دی او په راتلونکې کې به بدلون ومومي.

د روسيې د «دوبنا» پوهانو وړانديز وکړ چې دا مصنوعي جوړ شوی عنصر دې د پرانسي فيزيکپوه، د راديو اکتيفيت کشفوونکي او د فيزيک په څانگه کې د نوبل ډالۍ گټونکي «انتوان هينري بيکريل» (**۱۸۵۲-۱۹۰۸**) په وياړ د «بيکريل» **(Bq)** په نامه ونومول شي. (تر دې مخکې د ۱۱۰ شمېرې کيميايي عنصر لپاره همدغه نوم وړانديز شوی وو چې بيا د دارمشتاډيم **Ds** په نامه ونومول شو) . جاپاني پوهانو بيا وړانديز وکړ چې دا عنصر دې د جاپانيم **(Jp)** ، نيهونيم **(Nh)** او يا ريکينيم **(Rk)** په نامه ومونول شي.

لاس ته راوړل يې

د اونونتريم ايزوټوپونه د اونونپنتيم **Uup** د ايزوټوپونو د الفا-تجزيې په پايله کې لاس ته راوړل شوي چې معادلې يې دا دي:

$${}^{288}_{115}\mathrm{Uup} \rightarrow {}^{284}_{113}\mathrm{Uut} + {}^{4}_{2}\mathrm{He}$$

$${}^{287}_{115}\mathrm{Uup} \rightarrow {}^{283}_{113}\mathrm{Uut} + {}^{4}_{2}\mathrm{He}$$

$${}^{289}_{115}\mathrm{Uup} \rightarrow {}^{285}_{113}\mathrm{Uut} + {}^{4}_{2}\mathrm{He}$$

$${}^{290}_{115}\mathrm{Uup} \rightarrow {}^{286}_{113}\mathrm{Uut} + {}^{4}_{2}\mathrm{He}$$

همدا راز د هسته يي تعاملونو په پايله کې لاس ته راغلي چې معادلې يې دا دي:

$$^{237}_{93}Np + ^{48}_{20}Ca \rightarrow ^{282}_{113}Uut + 3\,^{1}_{0}n$$

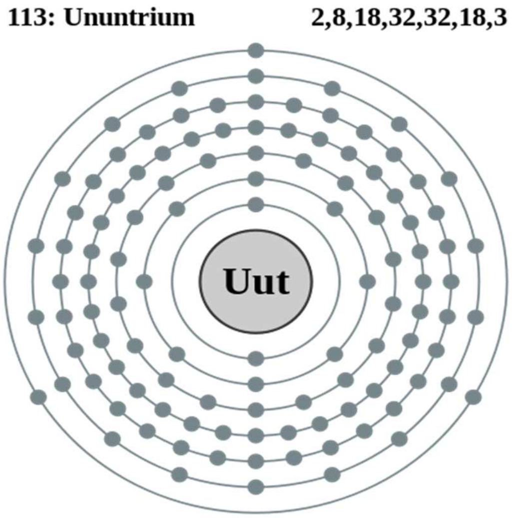
$$^{209}_{83}Bi + ^{70}_{30}Zn \rightarrow ^{278}_{113}Uut + ^{1}_{0}n$$

د اونونتریم اتوم

د اونونتریم د اتوم هسته له ۱۱۳ پروتونونو او ۱۷۱ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۱۱۳ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۷ انرژیکي سویې لري، په بله وینا د اونونتریم د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۷ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۲، په پېنځمه کې یې هم ۳۲، په شپږمه کې یې ۱۸، او په اوومه انرژیکي سویه کې یې ۳ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۸۴ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د اونونتریم اتومي کتله (۲۸۲) اتومي واحده ده.
- د اتوم د الکتروني وېش فورمول یې په اټکلي ډول **[Rn] ۵f¹⁴ ۶d¹⁰ ۷s² ۷p¹** دی.
- د اتوم نیمایي قطر یې ۱۷۰ پ. م دی.



انځور: د اونونتریم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د اونونتریم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې ۱۲ گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر ۴۳۰ اټکل شوې ده. (د ک په شمېر ۷۰۰ درجې اټکل شوې ده).
- د ایشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر ۱۱۳۰ اټکل شوې ده. (د ک په شمېر ۱۴۳۰ درجې اټکل شوې ده).

کیمیایي خواص یې

- د اونونتریم کووالینسي نیم قطر له ۱۷۲ څخه تر ۱۸۰ پ. م دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۱- ، ۱، ۲، ۳، ۵ دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۷۰۴,۹ کیلوجوله\موله ده.

ایزوټوپونه یې

اونونټریم یو مصنوعي کیمیایي عنصر دی، په اټومي بټیو کې جوړیږي او پر دې بنسټ پایښت لرونکي ایزوټوپونه نه لري. د دې عنصر لومړنی پېژندل شوي ایزوټوپ ^{284}Uut دی چې پر ۲۰۰۳ ز کال جوړ شوی وو. د اونونټریم ۶ رادیواکتیفي ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۲۷۸ څخه پیل او پر ۲۸۶ پای ته رسیږي او هغه ۲۷۸، ۲۸۲، ۲۸۳، ۲۸۴، ۲۸۵، ۲۸۶ دي. د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{286}Uut ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۱۹٫۶ ثانیې دی.

۱۱۴. فلیرooویم

فلیرووویم د کیمیايي عنصرونو د دوره یيي جدول د اوومې دورې یو عنصر دی چې اټومي شمېره یې ۱۱۴ او سېمبول یې Fl دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (Flerovium)، په انګلیسي کې (Flerovium) او په روسي ژبه کې (Флеро́вий) دی. دا یو مصنوعي، ډېر رادیواکتیفي کیمیايي عنصر دی چې په لابراتوار کې جوړ شوی او په طبیعت کې نه موندل کیږي. د ثبت د سي اې اېس (CAS) شمېره یې (۴-۱۲-۵۴۰۸۵) ده.

تاریخچه یې

دا عنصر لومړی ځل د روسیې فدراسیون د مسکو ولایت د «دوبنا» ښار د اټومي څېړنو متحد انستیتوت، د امریکا متحدو ایالتونو د کالیفورنیا ایالت د «لیوېرمور» ښار له ملي لابراتوار سره په ګډه د ۱۹۹۸ ز کال په ډیسمبر کې، د پلوتونیم او کلسیم د هستو د یوځای کولو د تعامل له لارې د ایزوټوپونو د سینتېز پر مټ لاس ته راوړ:

$$^{244}_{94}\mathrm{Pu} + ^{48}_{20}\mathrm{Ca} \rightarrow ^{288}_{114}\mathrm{Fl} + 4^{1}_{0}\mathrm{n}$$

$$^{244}_{94}\mathrm{Pu} + ^{48}_{20}\mathrm{Ca} \rightarrow ^{289}_{114}\mathrm{Fl} + 3^{1}_{0}\mathrm{n}$$

دا نوی لاس ته راوړل شوی عنصر پر ۲۰۰۴ او ۲۰۰۲ ز کلونو په دوبنا کې د دوبنا - لیوېرمور په ګډې پوهنیزې همکارۍ، همدا راز پر ۲۰۰۹ ز کال د امریکا متحدو ایالتونو په بیرکلي ښار کې د «لاورینس» په نامه ملي لابراتوار له خوا پوخ کړای شو . د هستې د قشري جوړښت له تیورۍ سره سم، فلیرووییم کولای شي چې د اوږده عمر لرونکي ایزوټوپونه ولري . د ساري په توګه د فلیرووییم-۲۹۸ ایزوټوپ چې نیمایي عمر یې لکه څنګه چې انتظار کیږي ۱۱ دقیقې دی، د ډېرو درنو هستو د ټیکاو ټاپو (**Island of stability**) په مرکز پورې اړه لري (دوه ګونې کوډګره، یا جادوګره هسته ده) . خو د دغسې هستې لاس ته راوړل خورا ستونزمن کار دی. د دې ډول هستې د لاس ته راوړلو له تعاملونو څخه یې د یوه تعامل معادله کېدای شي دا لاندې وي:

$$^{204}_{80}\mathrm{Hg} + ^{136}_{54}\mathrm{Xe} \rightarrow ^{298}_{114}\mathrm{Fl} + ^{40}_{20}\mathrm{Ca} + 2^{1}_{0}\mathrm{n}$$

وروسته په همدغه د مسکو ولایت د «دوبنا» ښار د اټومي څېړنو په متحد انستیتوت کې د دې عنصر د ایزوټوپونو سینتېز د همدې عنصر د تجزیې د توکیو د کیمیایي نومېرنې او مالومونې له مخې پوخ شو .

د ۲۰۰۹ ز کال په سیپټمبر کې د امریکا د بیرکلي ښار د «لاورینسن» په نامه ملي لابراتوار پوهانو د مندلیف جدول ۱۱۴ شمېره کیمیایي عنصر سینتېز کړ. په دې ډول یې پر ۱۹۹۸ ز کال د عنصر د جوړېدو پخلی وکړ. د کلسیم د ^{۴۸}**Ca** ایزوټوپ د ایونونو د ټولګې پر مټ د پلوتونیم د ^{۲۴۲}**Pu** ایزوټوپ د بمبارۍ په پایله کې د ۱۱۴ شمېرې کیمیایي عنصر دوه نوکلیډونه لاس ته راغلل چې د کتلو شمېرې یې ۲۸۲ او ۲۸۷ وې، چې معادلې یې دا دي:

$$^{242}_{94}\mathrm{Pu} + ^{48}_{20}\mathrm{Ca} \rightarrow ^{286}_{114}\mathrm{Fl} + 4^{1}_{0}\mathrm{n}$$

$$^{242}_{94}\mathrm{Pu} + ^{48}_{20}\mathrm{Ca} \rightarrow ^{287}_{114}\mathrm{Fl} + 3^{1}_{0}\mathrm{n}$$

د ۲۰۱۰ ز کال په اکتوبر کې د امریکا متحدو ایالتونو د بیرکلي ښار یوې ډلې فیزیکپوهانو د فلیرووییم د یو بل ایزوټوپ د لاس ته راوړلو خبرتیا ورکړه چې د کتلې شمېره یې **۲۸۵** ده:

$$^{242}_{94}\mathrm{Pu} + ^{48}_{20}\mathrm{Ca} \rightarrow ^{285}_{114}\mathrm{Fl} + 5^{1}_{0}\mathrm{n}$$

د ۲۰۱۱ ز کال د جون پر ۱ د تیوریکي او عملي کیمیا نړیوالې ټولنې «ایوپاک» د فلیرووییم عنصر جوړونه او د لاس ته راوړلو لومړیتوب د روسیې د «دوبنا» د اټومي څېړنو د متحد انستیتوت او د امریکا متحدو ایالتونو د کالیفورنیا ایالت د بیرکلي ښار د «لیوېرمور» د ملي لابراتوار د پوهانو د ګډ کار د حق په توګه ومانه.

د نامه ریښه یې

دې عنصر ته د فلیرووییم (**flerovium**) رسمي نوم د روسیې د «ګیورګي نیکولاېوچ فلیوروف» په نامه د اټومي څېړنو د متحد انستیتوت د هسته یې تعاملونو لابراتوار په ویاړ ورکړ شو، په همدغه لابراتوار کې نوموړی عنصر مصنوعي جوړ شو. د روسیې په دغه انستیتوت کې د دوره یي جدول له ۱۰۲ شمېرې څخه نیولې تر ۱۱۰ شمېرو پورې کیمیایي عنصرونه سینتېز شوي دي. که څه هم د اکاډمیسین «فلیوروف» کورنی نوم په انګلیسي ژبه کې «**Flyorov** » لیکل کیږي، خو د عنصر لپاره د نامه په اسانۍ د لوستلو وړ ځېل یانې «**Flerov** » غوره شو چې پخپله «فلیوروف» په خپلو هغو لیکنو کې کاراوه چې په بهر کې چاپېدلې. د دې عنصر لپاره د «فلیرووییم» نوم تر ټاکلو دمخه ورته یو لنډمهاله نوم غوره شوی وو چې د پرله پسې شمېرې په پام کې نیولو سره په مصنوعي ډول له لاتیني عددونو څخه جوړ شوی او (**Ununquadium**) چې د «یو-یو-څلور» یانې یو سلو څوارلس مانا یې درلوده.

د «فليرووييم» نوم د روسيې د اټومي څېړنو د متحد انستيتوت د پوهانو له خوا وړانديز شو. خو له ليوېرمور لابراتوار څخه امريکايي سيالانو وړانديز وکړ چې ۱۱۴ يا ۱۱۲ شمېره عنصر دې د نامتو ايټالوي انځورگر، پژی جوړوونکي او معمار «ليوناردو داوينچي» (۱۴۵۲-۱۵۱۹)، نامتو ايټالوي فيزيکپوه، ميخانيک، ستورپوه، فيلسوف او شمېرپوه «گاليليو گاليله» (۱۵۶۴-۱۶۴۲) په وياړ د دوی په نومونو ونومول شي، يا دې هم د «ليوېرمور» د ملي لابراتوار په نامه ونومول شي. د روسي او امريکايي پوهانو ترمنځ د هوکړې د بهير تر پای ته رسېدو وروسته د تيوريکي او تطبيقي کيميا د نړيوالې ټولنې «ايوپاک» د کيميايي عنصرونو د نومښودنې کميسيون ته داسې وړانديز واستول شو چې ۱۱۴ شمېره عنصر دې د «فليرووييم» په نامه ونومول شي. دا نوم د نوموړي کيميايي عنصر لپاره د ۲۰۱۲ زکال د مې پر ۳۰ پوخ او تصديق شو.

د فليرووييم اتوم

د فليرووييم د اتوم هسته له ۱۱۴ پروتونونو او ۱۷۵ نيوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۱۱۴ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۷ انرژيکي سويې لري، په بله وينا د فليرووييم د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۷ ده. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په درېيمه کې يې ۱۸، په څلورمه کې يې ۳۲، په پينځمه کې يې هم ۳۲، په شپږمه کې يې ۱۸، او په اوومه انرژيکي سويه کې يې ۴ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (کتلې شمېره) ۲۸۹ دی.

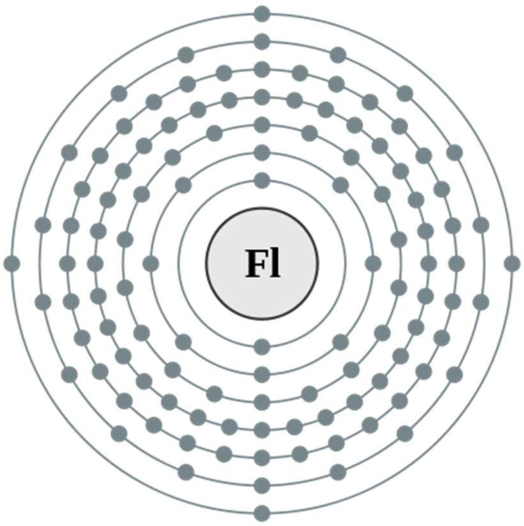
د اتوم نور خواص يې:

- د فليرووييم اتومي کتله [۲۸۹] اتومي واحده ده.

- د اتوم د الکتروني وېش فورمول يې په اټکلي ډول $[Rn]\ 5f^{14}\ 6d^{10}\ 7s^{2}\ 7p$ دی

.

- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۸۰ پ. م اټکل شوی دی.



انځور: د فليرووېم د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

- د فليرووېم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې ۱۴ گرامه دی
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۶۷ اټکل شوې ده. (د ک په شمېر ۳۴۰ درجې اټکل شوې ده).
- د ايشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۱۴۷ اټکل شوې ده. (د ک په شمېر ۴۲۰ درجې اټکل شوې ده).

کيميايي خواص يې

- د فليرووويم کوواليسني نيم قطر له ۱۷۱ څخه تر ۱۷۷ پ. م دی.
- د اکسايډ جوړولو درجې ۰، ۱، ۲، ۴، ۶ دي.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې ۸۲۳,۹ کيلو جوله\موله ده.

د ځينو څېړنو په پايله کې داسې مالومات تر لاسه شوي چې فليرووويم د کيميايي خواصو له پلوه سرپو ته ورته نه دی (په دوره يي جدول کې او سمهال تر همدغه عنصر لاندې ځای پر ځای دی) بلکې نجيبه ګازونو ته ورته دی. دا سلوک يې د ظرفيتي الکترونونو د $7p^2_{1/2}$ قشر د ډکېدو لامله دی.

فليرووويم په اټکلي ډول کولای شي چې په مرکبونو کې د اکسايډ جوړولو ۲+ او ۴+ درجې وښيي، که څه هم لکه څنګه چې د اکسايډ جوړولو ۴+ درجه د پرله پسې شمېرې له زياتېدو سره يو ځای ټيټېږي، ځينې پوهان داسې اټکل کوي چې فليرووويم نه شي کولای د اکسايډ جوړولو دا درجه وښيي، يا يې هم ښايي چې په سختو شرايطو کې د ښودلو وړتيا ولري.

لاس ته راوړل يې

د فليرووويم کيميايي عنصر د نورو ډېرو درنو عنصرونو په څېر اوسمهال کېدای شي يوازې د هسته يي سينتېز له لارې لاس ته راشي.

ايزوټوپونه يې

فليرووويم يو مصنوعي کيميايي عنصر دی او لکه د نورو ټولو مصنوعي عنصرونو په څېر پايښت لرونکي ايزوټوپونه نه لري. د دې عنصر لومړنی پېژندل شوي ايزوټوپ ^{289}Fl دی چې پر ۱۹۹۹ ز کال جوړ شوی وو. تر اوسه يې ۵ راديواکتيفي ايزوټوپونه او ۲ هسته يي

ایزومیرونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۲۸۵ څخه پیل او پر ۲۸۹ پای ته رسیږي او هغه ۲۸۵ ، ۲۸۲ ، ۲۸۷ ، ۲۸۸ ، ۲۸۹ دي. په طبیعت کې د فلیروویم یو ایزوټوپ هم نه دی موندل شوی. له پېژندل شویو ایزوټوپونو څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{289}Fl ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۲,۲ ثانیې دی.

۱۱۵. اونونپنتیم

اونونپنتیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د اوومې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۱۱۵ او سېمبول یې **Uup** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Ununpentium**)، په انګلیسي کې (**Ununpentium**) او په روسي ژبه کې (**Унунпéнтий**) دی. دا یو مصنوعي جوړ شوی کیمیایي عنصر دی، په طبیعت کې نه موندل کیږي، د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (۲-۲۴-۵۴۰۸۵) ده. اونونپنتیم ډېر رادیواکتیفي عنصر دی.

تاریخچه یې

د ۲۰۰۴ ز کال په فبرورۍ کې د هغو ازمایښتونو او تجربو پایلې چاپ شوې چې د ۲۰۰۳ ز کال د جولای له ۱۴ څخه د اګست تر ۱۰ پورې یې دوام درلود او په پایله کې یې ۱۱۵ شمېره کیمیایي عنصر لاس ته راغی. دا څېړنې د روسیې د «دوبنا» ښار د اټومي څېړنو په متحد انستیتوت کې د ګرندي کوونکي ماشین یا سیکلوټرون ۴۰۰-У په مرسته د امریکا متحدو ایالتونو د «لیوېرمور» له ملي لابراتوار سره په ګډه ترسره شوې. په دې ازمایښتونو کې د کلسیم د ایونونو پر مټ د امریسیم د نښې د بمبارۍ په پایله کې د ۱۱۵ شمېرې کیمیایي عنصر ایزوټوپونه سینتېز شول. د ^{288}Uup ایزوټوپ درې هستې او د

^{287}Uup ایزوټوپ یوه هسته سینتېز شوه. دا څلور واړه هستې د الفا- تجزیې په پایله کې د ۱۱۳ شمېرې عنصر په ایزوټوپونو بدلې شوې. د پرله پسې الفا- تجزیو څنځیر په پایله کې د ۱۰۵ شمېرې عنصر (دوبنیم) د پخپل سر وېش هستې رامنځته کړې.

پر ۲۰۰۴ او ۲۰۰۵ ز کلونو د روسیې د اټومي څېړنو متحد انستیتوت د امریکا متحدو ایالتونو له «لیوېرمور» ملي لابراتوار سره په ګډه د دې ځنځیري تجزیې:

$$^{268}105 \rightarrow {}^{272}107 \rightarrow {}^{276}109 \rightarrow {}^{280}111 \rightarrow {}^{284}113 \rightarrow {}^{288}115$$

د پای توکیو د اوږده عمر لرونکي **^{268}Db** ایزوټوپ (نیمایي عمر یې نږدې ۲۸ ساعته دی) د کیمیایي نومېرنې او مالومونې په برخه کې ازمایښتونه ترسره کړل. هغه ازمایښتونه چې په بهیر کې یې نورې ۲۰ پېښې وڅېړل شوې، د ۱۱۵ او ۱۱۳ شمېرو کیمیایي عنصرونو سینتېز پوخ او تصدیق کړ.

پر ۲۰۱۱ ز کال د روسیې د «دوبنا» ښار د اټومي څېړنو د متحد انستیتوت د پوهانو له خوا د امریسیم-۲۴۳ او کلسیم-۴۸ ایزوټوپونو په تعامل کې د ۱۱۵ شمېرې عنصر د جوړېدو اغېزمنتیا زیاته کړای شوه. همدا راز لومړی ځل په سیده ډول د **^{289}Uup** ایزوټوپ لاس ته راغی (تر دې مخکې دی یوازې د ۱۱۷ شمېرې عنصر د رادیواکتیفي تجزیې د پایلې په توګه لیدل کېده).

پر ۲۰۱۳ ز کال د سویډن د «لونډ» پوهنتون (**Lund University**) د فیزیکپوهانو تر مشرۍ لاندې د پوهانو یوې نړیوالې ډلې د **^{288}Uup** ایزوټوپ د شتون پخلی وکړ. د جرمني د «دارمشتادت» ښار د درنو ایونونو د څېړنې په انستیتوت (**GSI**) کې د کلسیم د ایونونو پر مټ د امریسیم د نري قشر د بمبارۍ ازمایښت وشو. په پایله کې دا شونتیا برابره شوه چې د اونونپنتیم **Uup** ۳۰ ایزوټوپونه جوړ شي. د الفا-تجزیې پر مهال د فوتونونو (**photon**) ټاکلې انرژي د رونتګین سکوپۍ وړانګې له انتظار کېدونکې

انرژۍ سره سمون درلود . پایلو د هغو مېتودونو پخلې وکړ چې مخکې ترې د روسیې د «دوبنا» ښار د اټومي څېړنو په متحد انستیتوت کې کار اخیستل شوی وو .

د نامه ریښه یې

پر دې کیمیایي عنصر باندې نوم د پرله پسې شمېرې له مخې اېښودل شوی، چې د لاتیني ژبې له عددونو څخه جوړ شوی او هغه دا چې اونونپنتیم د «یو-یو-پېنځه» مانا ورکوي، مانا «یوسلو پېنځلس» . د عنصر دا نوم لنډمهاله دی او اټکل کیږي چې پر راتلونکې مهال به بدل کړای شي .

د ناپخو شویو مالوماتو له مخې، د روسیې د «دوبنا» د اټومي څېړنو د متحد انستیتوت پوهانو، چې دا عنصر یې جوړ کړی، وړاندیز کړی چې دی دې د پرانسي فیزیکپوه «پول لانژېوین» (۱۸۷۲-۱۹۴۶) په ویاړ د «لانژېوینیم» په نامه ونومول شي . تر اوسه خو یوازې همدغه نوم وړاندیز شوی چې کېدای شي د دې عنصر لپاره وکاریږي .

لاس ته راوړل یې

د اونونپنتیم ایزوټوپونه د هسته یي تعاملونو په پایله کې لاس ته راغلي چې معادلې یې دا دي:

$$^{243}_{95}\mathrm{Am} + {}^{48}_{20}\mathrm{Ca} \rightarrow {}^{289}_{115}\mathrm{Uup} + 2\,{}^{1}_{0}\mathrm{n}$$

$$^{243}_{95}\mathrm{Am} + {}^{48}_{20}\mathrm{Ca} \rightarrow {}^{288}_{115}\mathrm{Uup} + 3\,{}^{1}_{0}\mathrm{n}$$

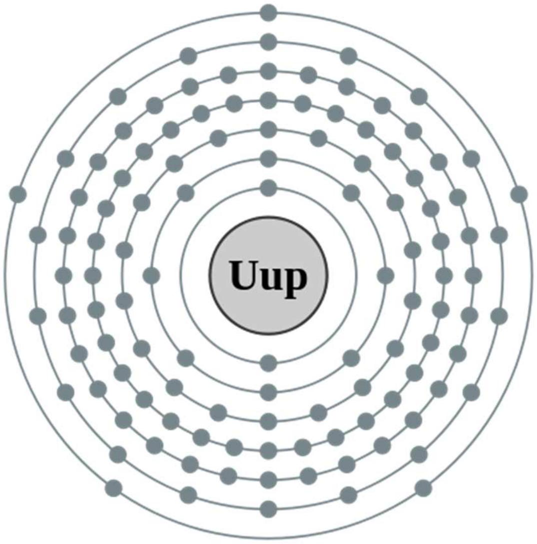
$$^{243}_{95}\mathrm{Am} + {}^{48}_{20}\mathrm{Ca} \rightarrow {}^{287}_{115}\mathrm{Uup} + 4\,{}^{1}_{0}\mathrm{n}$$

د اونونپنتیم اتوم

د اونونپنتيم د اتوم هسته له ۱۱۵ پروتونونو او ۱۷۳ نيوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۱۱۵ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۷ انرژيکي سويې لري، په بله وينا د اونونپنتيم د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۷ ده. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په درېيمه کې يې ۱۸، په څلورمه کې يې ۳۲، په پېنځمه کې يې هم ۳۲، په شپږمه کې يې ۱۸، او په اوومه انرژيکي سويه کې يې ۵ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۸۸ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د اونونپنتيم اتومي کتله ۲۸۸ اتومي واحده ده.
- د اتوم د الکتروني وېش فورمول يې په اټکلي ډول دا [Rn] ۵f¹⁴ ٦d¹⁰ ۷s² ۷p³ دی.
- د اتوم نيمايي قطر يې په اټکلي ډول ۱۸۷ پ. م دی.



انځور: د اونونپنتیم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د اونونپنتیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۱۳,۵** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه د س. گ په شمېر **۴۰۰** ده .(د ک په شمېر **۲۷۰** ده) .
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر ۱۱۰۰ ده . (د ک په شمېر **۱۴۰۰** ده) .

کیمیایي خواص یې

- د اونونپنتیم کووالینسي نیم قطر له **۱۵۲** څخه تر **۱۵۸** پ. م دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې۱، **۳** دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې **۵۳۸,۴** کیلوجوله\موله ده .

ایزوټوپونه یې

اونونپنتیم یو مصنوعي کیمیایي عنصر دی، پایښت لرونکي ایزوټوپونه نه لري او په طبیعت کې نه موندل کیږي. لومړنی ایزوټوپ $Uup^{۲۸۸}$ یې پر ۲۰۰۴ ز کال جوړ شوی دی. تر اوسه یې ټول ۴ رادیو اکتیفي ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۲۸۷ څخه پیل او پر ۲۹۰ پای ته رسیږي او هغه دا ۲۸۷، ۲۸۸، ۲۸۹، ۲۹۰ دي. د ایزوټوپونو د تجزیې ډول یې الفا - تجزیه دی.

۱۱۶. ليورموريم

ليورموريم د كيميايي عنصرونو د دوره يي جدول د اوومې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې ۱۱۶ او سېمبول يې **Lv** دی. د دې عنصر نوم په لاتينی ژبه کې (**Livermorium**)، په انگليسي کې (**Livermorium**) او په روسي ژبه کې (**Ливермóрий**) دی. دا يو ډېر راديواکتيفي، مصنوعي کيميايي عنصر دی چې په لابراتوار کې جوړ شوی او په طبيعت کې نه موندل کيږي. ظاهری بڼه يې نامالومه ده. د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره (۹-۷۱-۵۴۱۰۰) ده.

تاريخچه يې

پر ۱۹۹۹ ز کال د امريکا متحدو ايالتونو د بيرکلي ښار کې د ۱۱۶ او ۱۱۸ شمېرو کيميايي عنصرونو د جوړېدو په اړه خپرې شوې ځرگندونې تېروتنه او ان درغلي کار وو. د اعلان شوي مېتود له مخې سينتېز د روسيې، جرمني او جاپان د اټومي څېړنو په منځيو کې پوځ او تصديق نه شو، او وروسته يې پخپله په امريکا متحدو ايالتونو کې هم پخلی ونه شو.

ليورموريم پر ۲۰۰۰ ز کال د روسيې د «دوبنا» د اټومي څېړنو په متحد انستيتوت کې، د امريکا متحدو ايالتونو د «ليورمور» له ملي لابراتوار، او د روسيې د «دميتروفگراد» د اټومي بټيو له پوهنيز- څېړنيز انستيتوت سره په همکارۍ کې جوړ شو. د ۲۰۰۰ ز کال د جولای پر ۱۹ لومړی ځل د ۱۱۶ شمېرې عنصر الفا- تجزيه وليدل شوه، چې له کيوريم څخه جوړه ننبه باندې د کلسيم د ايونونو د بمبارۍ په پايله کې لاس ته راغلی وو. د ازمايښت پايلې لومړی ځل د ۲۰۰۰ ز کال د ډيسمبر پر ۶ چاپ شوې. (قلمي نسخه يې د اکتوبر پر ۲ د مجلې دوتر ته رسېدلې وه). که څه هم په دې کار کې د عنصر د ^{292}**Lv** ايزوټوپ د سينتېز په اړه ټينگار شوی وو، خو د گډ پوهنيز کار په راتلونکي بهير کې دا پېښه له ^{293}**Lv** ايزوټوپ سره تړلې وبلل شوه.

وروسته د روسيې د اټومي څېړنو په هماغه متحد انستيتوت کې د کيميايي نومبرنې او مالومونې پر مټ د عنصر د ايزوټوپونو د سينتېز پخلی وشو.

د ۲۰۱۱ ز کال د جون پر ۱ د تيوريکي او عملي کيميا نړيوالې ټولنې «ايوپاک» (**IUPAC**) د ليورموريم عنصر جوړېدنه په رسمي ډول ومنله او د جوړېدو لومړيتوب يې د روسيې د اټومي څېړنو د متحد انستيتوت او د امريکا متحدو ايالتونو د «ليورمور» د ملي لابراتوار د پوهانو حق وباله.

د نامه ريښه يې

دې عنصر ته د ليورموريم نوم د امريکا متحدو ايالتونو د کاليفورنيا ايالت د «ليورمور» ښار د «لاورينس» په نامه ملي لابراتوار په وياړ ورکړ شوی، يانې چې د «ليورمور» ښار له نامه څخه اخيستل شوی دی. تر دې مخکې د «اونونهيسيم» په نامه يادېده چې د پرله پسې شمېرې له عددونو څخه اخيسل شوی او په لاتيني ژبه کې (**Ununhexium**) وو او د «يو - يو - شپږم» يانې «يوسلو شپاړسم» مانا يې ورکوله.

د روسيې د «دوبنا» د اټومي څېړنو د متحد انستيتوت پوهانو وړانديز وکړ چې پر ۱۱۲ شمېره عنصر دې د مسکو ولايت په وياړ د «مسکوويم» نوم کېښودل شي، خو د روسي او امريکايي پوهانو د ګډې هوکړې تر بهير وروسته د ۲۰۱۱ ز کال د ډيسمبر پر ۱ د تيوريکي او تطبيقي کيميا د نړيوالې ټولنې «ايوپاک» د کيميايي عنصرونو د نومښودنې کميسيون ته داسې وړانديز واستول شو چې پر ۱۱۲ شمېره کيميايي عنصر دې د «ليورموريم» نوم کېښودل شي. د ۲۰۱۲ ز کال د مې پر ۳۰ نوموړی نوم د ۱۱۲ شمېرې عنصر لپاره ومنل شو.

لاس ته راوړل يې

د ليورموريم ايزوټوپونه د هسته يي تعاملونو په پايله کې لاس ته راغلي چې معادلې يې دا دي:

$$^{248}_{96}\mathrm{Cm} + \, ^{48}_{20}\mathrm{Ca} \rightarrow \, ^{293}_{116}\mathrm{Lv} + 3\, ^{1}_{0}\mathrm{n},$$

$$^{245}_{96}\mathrm{Cm} + \, ^{48}_{20}\mathrm{Ca} \rightarrow \, ^{291}_{116}\mathrm{Lv} + 2\, ^{1}_{0}\mathrm{n},$$

$$^{245}_{96}\mathrm{Cm} + \, ^{48}_{20}\mathrm{Ca} \rightarrow \, ^{290}_{116}\mathrm{Lv} + 3\, ^{1}_{0}\mathrm{n},$$

همدا راز د **Uuo**[۲۹۴] ايزوټوپ د الفا- تجزيې په پايله کې لاس ته راغلي چې معادله يې دا ده:

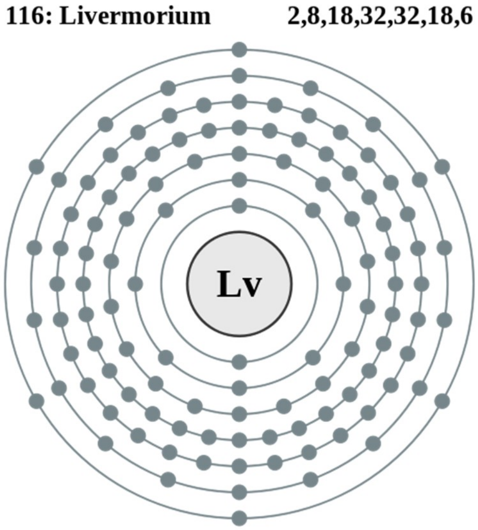
$$^{294}_{118}\mathrm{Uuo} \rightarrow \, ^{290}_{116}\mathrm{Lv} + \, ^{4}_{2}\mathrm{He}.$$

د ليورموريم اتوم

د ليورموريم د اتوم هسته له ۱۱۲ پروتونونو او ۱۷۷ نيوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۱۱۲ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۷ ده، په بله وينا د ليورموريم اتوم ۷ انرژيکي سويې لري. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په درېيمه کې ۱۸، په څلورمه کې يې ۳۲، په پينځمه کې يې هم ۳۲، په شپږمه کې يې ۱۸، او په اوومه انرژيکي سويه کې يې ۶ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۹۳ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د لیورموریم اتومي کتله **[۲۹۳]** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فومول $[Rn]\ 5f^{14}\ 6d^{10}\ 7s^{2}\ 7p^{4}$ سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمايي قطر یې **۱۸۳** پ. م اټکل شوی دی.



انځور: د لیورموریم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د لیورموریم حالت جامد دی.
- کثافت یې په عادي شرایطو کې په یو س. م کې **۱۲,۹** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر له **۳۶۴** څخه تر **۵۰۷** ده. (د ک په شمېر له **۲۳۷** څخه تر **۷۸۰** درجو ده).
- د ایشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر له **۷۶۲** څخه تر **۸۶۲** ده. (د ک په شمېر له **۱۰۳۵** څخه تر **۱۱۳۵** درجو ده).

کیمیایي خواص یې

- د لیورموریم کووالینسي نیم قطر له ۱۲۲ څخه تر ۱۲۲ پ. م دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې ۲- ، ۲+، ۴+ دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۷۲۳,۷ کیلو جوله\موله ده.

لیورموریم د کالکوجیني عنصرونو له ډلې څخه دی او په مندلیف جدول کې د هغوی په لیکه کې تر پولونیم Po وروسته راغلی دی. خو د لیورموریم کیمیایي خواص به تر پولونیم ډېر توپیر ولري، ځکه خو به د دې عنصرونو بېلول کومه ستونزه ونه لري.

داسې اټکل کیږي چې د لیورموریم لپاره به د اکسایډ جوړولو تر ټولو ډېره پایښت لرونکې ۲+ درجه وي. دا عنصر به له اکسیجن سره لیورموریم اکسایډ LvO جوړوي، له هالوجیني عنصرونو سره به دا هالیډونه $LvHal_2$ جوړوي.

لیورموریم به له فلورینو F_2 سره یا په ډېرو سختو شرایطو کې د اکسایډ جوړولو ۴+ درجه ښیي LvF_4. د دې عنصر لپاره د اکسایډ جوړولو ۲+ درجه هم شونې ده، خو خواصو ته یې ورته نه ده. له پیاوړیو بشپړوونکیو (الکلي فلزونو یا الکلي خاورینو فلزونو) سره هم ښایي چې د اکسایډ جوړولو ۲- درجه وښیي. د ساري په توګه د CaLv مرکب به د کلسیم لیورموراید په نامه یاد شي. داسې اټکل کیږي چې له هایډروجن H_2 سره به یې مرکب د H_2Lv هایډرید په نامه یاد شي.

ایزوټوپونه یې

لیورموریم یو مصنوعي کیمیایي عنصر دی او پر دې بنسټ پایښت لرونکي ایزوټوپونه نه لري. دا عنصر ۴ راډیو اکتیفي ایزوټوپونه لري چې د کتلو شمېرې یې له ۲۹۰ څخه پیل او پر ۲۹۳ پای ته رسیږي. لومړنی ایزوټوپ ^{293}Lv یې پر ۲۰۰۰ ز کال جوړ شوی او پېژندل

شوی دی. تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی یې د ^{۲۹۳}Lv ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۵۳** میلي ثانیې دی. د ایزوټوپونو د تجزیې ډول یې الفا- تجزیه دی.

۱۱۷. اونون سیپتیم

اونون سیپتیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د اوومې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۱۱۷ او سېمبول یې **Uus** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Ununseptium**)، په انگلیسي کې (**Ununseptium**) او په روسي ژبه کې (**Унунсéптий**) دی. اوسمهال په سرسري ډول په هالوجیني عصرونو پورې اړه لري، خو تر اوسه یې خواص نه دي څېړل شوي او کېدای شي چې د دغه گروپ د عنصرونو له خواصو څخه توپیر ولري. دا یو دروند مصنوعي کیمیایي عنصر دی، ظاهري بڼه یې نامالومه ده. د ثبت د سي اې اېس(**CAS**) شمېره (**۳-۱۴-۵۴۱۰۱**) ده.

د نامه ریښه یې

د اونون سیپتیم «**Ununseptium** » ویې د لاتیني ژبې له عددونو څخه جوړ دی او د «یو- یو- اووم» یانې په لاتیني ژبه کې د «یوسلواولسم» مانا لري. د اونون سیپتیم نوم د ۱۱۷ شمېرې عنصر لپاره یو لنډمهاله نوم دی او پر راتلونکي مهال به بدل شي.

لاس ته راوړل یې

اونون سیپتیم پر **۲۰۰۹** ز کال د روسیې د «دوبنا» د اټومي څېړنو په متحد انستیتوت کې مصنوعي جوړ شوی او لاس ته راغلی دی. د ۱۱۷ شمېرې عنصر د سینتېز لپاره د ۹۷ شمېرې عنصر نبنه، د بیرکیلیم-**۲۴۹**، چې د امریکا متحدو ایالتونو د اوک ریډج ملي

لابراتوار (**Oak Ridge National Laboratory**) څخه تر لاسه شوی وو، د روسيې د «دوبنا» د اټومي څېړنو د متحد انستيتوت په حلقوي ګرندي کوونکي ماشين سيکلوټرون ٤٠٠-**У** کې د کلسيم- ۴۸ په ايونونو باندې ويشتل شوې ده. د اونون سيپتيم عنصر د سينتېز لپاره دا لاندې تعاملونه کارېدلي دي:

$$^{48}_{20}\mathrm{Ca} + \,^{249}_{97}\mathrm{Bk} \rightarrow \,^{297}_{117}\mathrm{Uus}^{*} \rightarrow \,^{294}_{117}\mathrm{Uus} + 3\,^{1}_{0}\mathrm{n},$$

$$^{48}_{20}\mathrm{Ca} + \,^{249}_{97}\mathrm{Bk} \rightarrow \,^{297}_{117}\mathrm{Uus}^{*} \rightarrow \,^{293}_{117}\mathrm{Uus} + 4\,^{1}_{0}\mathrm{n}.$$

په پايله کې د دې نوي عنصر ۶ هستې ثبت شوې چې **۵** يې د **Uus**^۲۹۳^ ايزوټوپ وې او يوه يې د **Uus**^۲۹۴^ ايزوټوپ.

د ۲۰۱۰ ز کال د اپرېل پر **۵** هغه پوهنيزه ليکنه (مقاله)، چې د ۱۱۷ اتومي شمېرې لرونکي نوي کيميايي عنصر د کشف په اړه ليکل شوې وه، په «**Physical Review Letters**» امريکايي مجله کې د چاپ لپاره ومنل شوه. د ۲۰۱۲ ز کال په جون کې ازمايښت تکرار شو او د **Uus**^۲۹۳^ ايزوټوپ **۵** هستې ثبت شوې.

پر ۲۰۱۴ ز کال د ۱۱۷ شمېرې کيميايي عنصر شتون د جرمني د «دارمشتادت» ښار د درنو ايونونو د څېړنې په منځۍ (**GSI**) کې د فيزيکپوهانو- اټومپوهانو نړيوالې ډلې تصديق کړ.

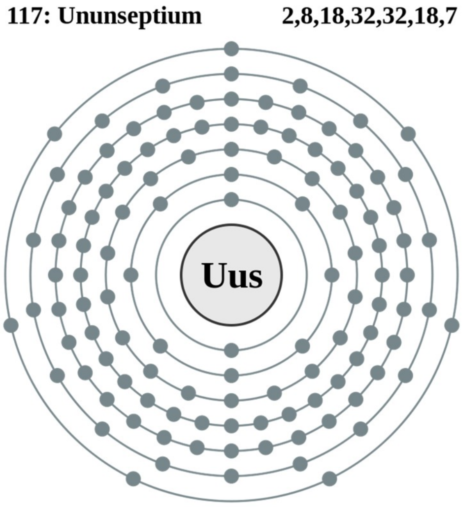
د اونون سيپتيم اتوم

د اونون سيپتيم د اتوم هسته له ۱۱۷ پروتونونو او ۱۷۷ نيوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۱۱۷ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۷ انرژيکي سويې لري، په بله وينا د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۷ ده. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په درېيمه کې يې ۱۸، په

ځلورمه کې يې ۳۲، په پېنځمه کې يې هم ۳۲، په شپږمه کې يې ۱۸، او په اوومه انرژيکي سويه کې يې ۷ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) يې ۲۹۴ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د اونون سيپتيم اتومي کتله [۲۹۴] اتومي واحده ده.
- د اتوم د الکتروني وېش فورمول يې دا $[Rn]5f^{14}6d^{10}7s^{2}7p^{5}$ دی.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۳۸ پ. م اټکل شوی دی.



انځور: د اونون سيپتيم اتوم

فيزيکي خواص يې

- د اونون سيپتيم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م کې له ۷,۱ څخه تر ۷,۳ گرامو اټکل شوی دی.

- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر ۳۰۰-۵۰۰ اټکل شوې ده. (د ک په شمېر ۵۷۳-۷۷۳ درجې اټکل شوې ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر ۵۵۰ اټکل شوې ده. (د ک په شمېر ۸۲۳ درجې اټکل شوې ده).

کیمیایي خواص یې

- د اونون سیپټیم کووالینسي نیم قطر له ۱۵۲ څخه تر ۱۵۷ پ. م اټکل شوی دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې ۱- ، ۱+، ۳+، ۵+ دي. (په اټکلي ډول)
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۷۴۲,۹ کیلوجوله\موله اټکل شوې ده.

ایزوټوپونه یې

اونون سیپټیم یو مصنوعي کیمیایي عنصر دی او پایښت لرونکي ایزوټوپونه نه لري. د دې عنصر ۲ پېژندل شوي ایزوټوپونه $Uus^{۲۹۳}$ او $Uus^{۲۹۴}$ دي. له دوی څخه یې د ډېر اوږده عمر لرونکی د $Uus^{۲۹۴}$ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۵۱ میکروثانیې دی.

۱۱۸. اونون اکتیم

اونون اکتیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د اوومې دورې وروستی عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۱۱۸ او سېمبول یې **Uuo** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Ununoctium**)، په انگلیسي کې (**Ununoctium**) او په روسي ژبه کې (**Унунóктий**) دی. اونون اکتیم د دې عنصر لنډمهاله نوم دی. دا یو رادیواکتیفي

مصنوعي عنصر دی چې نوی کشف شوی. د ثبت د سي اې اېس (CAS) شمېره (۳-۱۹-۵۴۱۴۴) ده.

تاریخچه یې

پر ۱۹۹۹ ز کال د امریکا متحدو ایالتونو د بیرکلي ښار د پوهنیزې منځۍ دا څرګندونه، چې ۱۱۲ او ۱۱۸ شمېرې کیمیایي عنصرونه یې کشف کړي، یوه تېروتنه راووته او ان یو درغلي کار هم وو.

د ۱۱۸ شمېرې عنصر د تجزیې پېښنه د ۲۰۰۲ ز کال په فبرورۍ-جون کې د روسیې د «دوبنا» ښار د اټومي څېړنو د متحد انستیتوت په ازمایښت کې ولیدل شوه.

د ۲۰۰۲ ز کال د اکټوبر پر ۱۷ روسي او امریکایي فیزیکپوهانو-اټومپوهانو د ۱۱۸ شمېرې کیمیایي عنصر د لاس ته راوړلو خبر ورکړ. د سینتېز تکراري ازمایښتونه یې د «دوبنا» انستیتوت په ګرندي کوونکي ماشین (سیکلوټرون) کې د ۲۰۰۷ ز کال په فبرورۍ- جون میاشتو کې ترسره شول. د کلسیم د ایزوټوپ د ایونونو پر مټ د کالیفورنیم د ښښې د بمبارۍ په پایله کې د ۱۱۸ شمېرې عنصر د اتوم (۲۹۴Uuo) دوې نورې هستې هم جوړې شوې.

د نامه ریښه یې

د اونون اکتیم نوم د لاتیني ژبې د عددونو له ریښو مصنوعي جوړ شوی او مانا یې «یو-یو- اتم» دی، یانې چې «یوسلواتلسم» کېږي. دا نوم لنډمهاله دی او اټکل کېږي چې پر راتلونکي مهال به بدل شي.

د روسیې هغه پوهان چې دا عنصر یې سینتېز کړی او همدا رنګه روسي سیاستوال وړاندیز کوي چې دا عنصر دې د «مسکوویم» (Mw) په نامه ونومول شي.

لاس ته راوړل یې

اونون اکتیم د هسته یي تعامل په پایله کې لاس ته راغلی چې معادله یې دا ده:

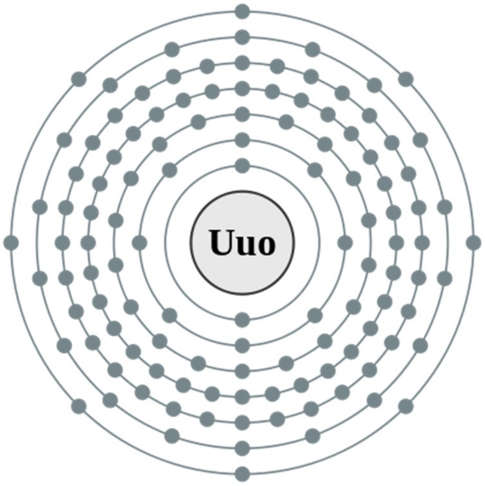
$$^{249}_{98}\mathrm{Cf} + {}^{48}_{20}\mathrm{Ca} \rightarrow {}^{294}_{118}\mathrm{Uuo} + 3\,{}^{1}_{0}\mathrm{n}$$

د اونون اکتیم اتوم

د اونون اکتیم د اتوم هسته له ۱۱۸ پروتونونو او ۱۷۶ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۱۱۸ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۷ انرژیکي سویې لري، په بله وینا د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۷ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۳۲، په پېنځمه کې یې هم ۳۲، په شپږمه کې یې ۱۸، او په اوومه انرژیکي سویه کې ۸ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۹۴ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د اونون اکتیم اتومي کتله ۲۹۴ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول [Rn] ۵f۱۴ ۶d۱۰ ۷s۲ ۷p۶ سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې ۱۵۲ پ. م دی.



انځور: د اونون اکتیم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د اونون اکتیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې په تخمیني ډول **۱۳,۶۵** گرامه دی.
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر ۸۰ ± ۳۰ ده. (د ک په شمېر **۳۵۰** ± ۳۰ درجې ده).
- د ویلی کېدو تودوالی یې **۲۳,۵** کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې **۱۹,۴** کیلوجوله\موله دی.

کیمیایي خواص یې

- د اونون اکتیم کووالینسي نیم قطر **۲۳۰** پ. م دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۱-، ۰، ۱+، ۲+، **۴**+، **۶**+، **۸**+ دي.

- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۱۵۵ ± ۹۷۵ کیلوجوله\موله (الکترون ولټه) ده.

ایزوټوپونه یې

اونون اکتیم یو مصنوعي جوړ شوی کیمیایي عنصر دی او پایښت لرونکي ایزوټوپونه نه لري. تر اوسه د دې عنصر یوازینی سینتېز شوی رادیواکتیفي ایزوټوپ Uuo^{294} دی چې پر ۲۰۰۲ ز کال جوړ شوی وو. د دې رادیواکتیفي ایزوټوپ نیمایي عمر ۸۹۰ میکروثانیې دی؛ د تجزیې ډول یې الفا- تجزیه دی.

کیمیایي نومونې

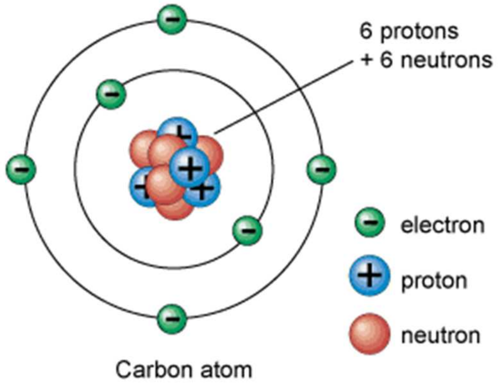
د کتاب په دې وروستۍ برخه کې هغه کیمیایي، فیزیکي، د هسته یي فیزیک، بیولوجیکي او نورې نومونې مانا او تعریف شوې چې د دې کتاب په بېلابېلو برخو کې راغلې او لوستونکي ورسره مخامخېږي.

کیمیا: کیمیا یوه عربي نومونه ده، داسې اټکل کیږي چې د مصري ژبې له (**km.t**) یانې «تور» څخه اخیستل شوې وي، چې پخپله د مصر نومونه هم ترې اخیستل شوې او د «تورې خاورې» مانا لري. د کیمیا نومونه نور ځېلونه هم لري چې یو یې د لرغونې یوناني ژبې (**chymos**) دی او د «جوس»، «خوند»، د فلزونو یو ځای ویلي کول (ګډوله فلز)، «تویښت»، «بهیر»، «ګډول» ماناوې ورکوي. بل ځېل یې داسې ښیي چې دا نومونه ښایي د یوناني ژبې له (**Chemia**) څخه اخیستل شوې وي.

کیمیا له طبیعي پوهنو څخه هغه پوهنه ده چې توکي، د دوی ترکیب، جوړښت، خواص، ترکیبي بدلون (کیمیایي تعاملونه)، د همدغو کیمیایي بدلونونو قوانین، قاعدې او قانونمندۍ څېړي. لکه څنګه چې ټول توکي له اتومونو څخه جوړ دي، چې د کیمیایي اړیکو له برکته کولای شي مالیکولونه جوړ کړي، نو کیمیا تر هر څه ړومبی پر اټومي-مالیکولي کچ د یادو شویو پاسنیو مسلو کتنه او څېړنه کوي، اټومي-مالیکولي کچ یانې د کیمیایي عنصرونو او د دوی د مرکبونو پر کچ څېړنه. کیمیا له فیزیک او بیولوجي سره ټینګ اړیکي لري، د ماهیت له مخې د دوی ترمنځ پوله شرطي ده، او د دوی ترمنځ د پولې ډګرونه (سرحدي ساحې) د کوانتومي کیمیا، کیمیایي فیزیک، فیزیکي کیمیا، جیوکیمیا او نورو پوهنو له خوا څېړل کیږي.

اتوم: اتوم د لرغونې یونانې ژبې له (**atomos**) «اټوموس» ویي څخه اخیستل شوی چې د «نه پرې کېدونکي» یا «نه ټوټې کېدونکي» مانا لري. اتوم د یو توکی او کیمیایي عنصر تر ټولو کوشنۍ ترینه ذره ده چې په سترګو نه لیدل کیږي او د لیدلو لپاره یې له پیاوړیو مایکروسپکونو څخه کار اخیستل کیږي.

اتوم له هستې او الکترونونو څخه جوړ دی. د اتوم هسته له پروتونونو، چې مثبت برېښنايي چارج لري او نیوترونونو څخه، چې چارج نه لري، جوړه ده. پروتونونه او نیوترونونه په خپل منځ کې ډېر نږدې، له یو بل سره په اصطلاح غبږ په غبږ نښتي او یو ځای شوي دي. الکترونونه چې منفي چارج لري د اتوم د هستې په شاوخوا ډګر کې سره وېشل شوي او د هستې پر شاوخوا چورلي. که چېرې د اتوم په هسته کې د پروتونونو شمېر د ده د هستې په شاوخوا کې الکترونونو له شمېر سره مساوي وي نو په دې حالت کې اتوم په ټولیزه توګه له برېښنايي پلوه خنثا دی. په برعکس حالت کې به اتوم منفي یا مثبت برېښنايي چارج ولري چې د ایون (**ion**) په نامه یادیږي.



انځور: په دې بېلګه کې د کاربون د اتوم جوړښت ښودل شوی دی

د اتوم هسته : د اتوم هسته له مثبت برېښنايي چارج لرونکيو پروتونونو او بې چارجه نيوترونونو څخه جوړه ده او د اتوم د کتلې ۹۹,۹ سلنه برخه يې جوړه کړې ده.

پروتون : پروتون په انګليسي کې (**Proton**) د لرغونې يوناني ژبې له «پروټوس» (**protos**) څخه اخيستل شوی چې د «لومړي» مانا لري. پروتون د مثبت چارج لرونکې بنسټيزه ذره ده چې د هر اتوم يوه برخه جوړوي. د پروتون کتله **۹۳۸, ۲۷۲۰۴۶** (۲۱) ميګاالکترون ولټه، ۱,۰۰۷۲۷۶۴۶۶۸۱۲ (۹۰) اتومي واحده ده. پروتون له نيوترونونو سره يو ځای د اتوم کتله او د کتلې شمېره ټاکي. د پروتون سېمبول p يا p^+ دی، برېښنايي چارج يې ۱+ دی.

نيوترون : نيوترون په انګليسي کې (**Neutron**) د لاتيني ژبې له (**neuter**) څخه اخيستل شوی چې د «**هغه**» يا «**بل نه**» مانا لري. نيوترون د اتوم د هستې يوه ذره ده چې برېښنايي چارج نه لري، يانې خنثا دی او له پروتون سره په ګډه د اتوم هسته جوړوي. د نيوترون سېمبول دا n, n^0 دی.

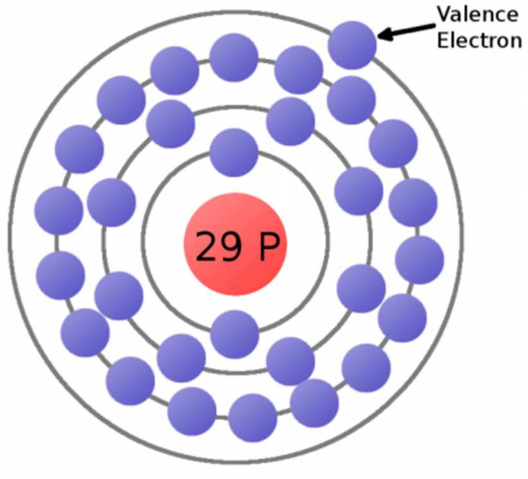
الکترون : الکترون په انګلیسي کې (**Electron**)، د یوناني ژبې له (**elektron**) څخه اخیستل شوی چې د «کهربا» په مانا دی. الکترون د منفي بربښنايي چارج لرونکې بنسټیزه ذره ده چې له پروتون او نیوترون سره یو ځای یې اتوم جوړ کړی دی. الکترون منفي یو (۱-) بربښنايي چارج لري او سېمبول یې $e,\ e^-$ دی. الکترون د ټولو عنصرونو د اتومونو الکتروني قشرونه جوړوي او د اتومونو د هستو په شاوخوا کې چورلي.

کتله : کتله د تللو (وزن مالومولو) وړ یو فیزیکي کمیت دی او په فیزیک کې یو له ډېرو مهمو کمیتونو څخه ګڼل کېږي. کتله د توکي د مهمو بېلوونکیو خواصو ټولګه ده چې د توکي د دروندوالي یا جاذبې او سکون (عطالت) خواص ټاکي. یا داسې چې په یو جسم کې د موجود توکي کچه (مقدار) د کتلې په نامه یادېږي. د واحدونو په نړیوال سېستم کې د کتلې د اندازه کولو واحد کیلوګرام (**kg**) دی.

د کتلې شمېره : د یوه کیمیایي عنصر د اتوم په هسته کې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر د همدغه عنصر د اتوم د کتلې شمېرې (لمبر) په نامه یادېږي. د ساري په توګه د اکسیجن O_2 د اتوم هسته له ۸ پروتونونو او ۸ نیوترونونو جوړه ده، نو پر دې بنسټ موږ ویلای شو چې د اکسیجن د کتلې شمېره ۱۶ ده. په کیمیا پوهنه کې د هستې د ذرو یانې پروتونونو او نیوترونونو لپاره د «نیوکلیونونو» ګډ نوم هم کارېږي.

د ظرفیت الکترون، یا ظرفیتي الکترون : په کیمیا کې هغه الکترونونه ظرفیتي بلل کېږي چې د یوه اتوم په بهرني قشر، یا ظرفیتي (والینسي) قشر کې شتون ولري. د ظرفیت الکترونونه په کیمیایي تعاملونو کې د یوه عنصر سلوک ټاکي. څومره چې یو عنصر لږ ظرفیتي الکترونونه ولري هماغومره په تعاملونو کې له نورو عنصرونو سره دا الکترونونه په اسانۍ ورکولای شي (مانا عنصر رغوونکي خواص ښيي). برعکس څومره چې د یوه کیمیایي عنصر په اتوم کې ظرفیتي الکترونونه ډېر وي هماغومره په کیمیایي تعاملونو

کې په اسانۍ الکترونونه اخیستلای شي (مانا د اخیستونکي یا اکسیډانټ خواص ښیي) . په بله وینا ، د ظرفیت الکترونونه هغه شمېر الکترونونو ته وایي چې یو اتوم یې باید لاس ته راوړي، یا یې هم له لاسه ورکړي د دې لپاره چې پایښت لرونکي حالت ته ورسیږي . د نجیبه گازونو د اتومونو بهرني الکتروني قشرونه بشپړ ډک دي، او دوی ډېر لږ کیمیایي فعالیت ښیي.



انځور: د مسو **Cu** اتوم یوازې یو ظرفیتي (والینسي) الکترون لري

ایزوټوپونه : ایزوټوپ د لرغوني یوناني ژبې له «ایزوس» (**isos**) یانې برابر او «ټوپوس» (**topos**) یانې یو ډول ځخه اخیستل شوی. ایزوټوپونه د یو عنصر د اتومونو (او هستو) ډولونه دي چې اتومي شمېره (پرله پسې شمېره) یې یو ډول، خو د کتلو شمېرې یې بېلابېلې دي. نوم یې له دې سره تړاو لري چې د یوه اتوم ټول ایزوټوپونه د مندلیف جدول په یوه ځای (یوه خانه) کې ځایږي.

پایښت لرونکی ایزوټوپ : پایښت لرونکي ایزوټوپونه غیر رادیواکتیفي، پایدار او تلپاتې کیمیایي ایزوټوپونه دي . له دې تعریف سره سم **۲۵۲** ایزوټوپونه پېژندل شوي چې

په ۸۰ کیمیایي عنصرونو، چې یوه یا څو پایښت لرونکې هستې ولري، پورې اړه لري. له دغو ۸۰ کیمیایي عنصرونو څخه یې ۲۲ عنصرونه یوازې یو یو پایښت لرونکی ایزوټوپ لري چې د یو ایزوټوپي یا (مونوایزوټوپي) عنصرونو په نامه یادیږي. نور یې تر یوه ډېر پایښت لرونکي ایزوټوپونه لري. د قلعې عنصر ۱۰ پایښت لرونکي ایزوټوپونه لري چې تر ټولو عنصرونو یې د پایښت لرونکیو ایزوټوپونو شمېر ډېر دی.

رادیواکتیفي ایزوټوپونه : رادیواکتیفي ایزوټوپونه چې د رادیوایزوټوپونو او رادیونوکلیډونو په نامه هم یادیږي، هغه ایزوټوپونه دي چې هستې یې پایښت لرونکې (پایدارې) نه دي او رادیواکتیفي تجزیه لري. په بله وینا دا هغه ایزوټوپونه دي چې د رادیواکتیفي تجزیې په پایله کې په خپل سر تجزیه او ټوټې ټوټې کیږي. د دوره یي جدول د هر هغه کیمیایي عنصر اتومونه چې پایښت لرونکې هستې ونه لري د رادیواکتیفي تجزیې پر مټ تجزیه کیږي او پایښت لرونکی حالت خپلوي چې وړانگې هم ورسره ملگرې وي. بل تعریف یې: وړانگیز (رادیواکتیفي) ایزوټوپونه هغه ایزوټوپونه دي چې په خپل سر تجزیه کیږي او په پایله کې د یو یا څو نورو عنصرونو په اتومونو باندې بدلیږي چې پایښت لرونکي وي. تر اوسه پوهنې ته ټول نږدې ۳۰۰۰ نوکلیډونه یا ایزوټوپونه مالوم دي، چې له دې شمېر څخه یې یوازې ۳۰۰ پایښت لرونکي او نور ټول بې پایښته دي. ټول هغه ایزوټوپونه چې اټومي شمېره (لمبر) یې له ۴۳، یا ۶۱ سره مساوي وي، یا تر ۸۲ زیات وي رادیواکتیفي گڼل کیږي، او هغه کیمیایي عنصرونه چې له رادیواکتیفي ایزوټوپونو جوړ وي د رادیواکتیفي عنصرونو په نامه یادیږي.

د اتوم الکتروني قشر : د یو اتوم د ټولو الکترونونو ټولگه د اتوم د الکتروني قشر په نامه یادیږي. ځینې الکترونونه د اتوم هستې ته نږدې وي، ځینې نور بیا ترې لرې وي. د دوی د انرژۍ زېرمه بېلابېله ده. څومره چې الکترونونه هستې ته ډېر نږدې وي، هماغومره یې له هستې سره اړیکې پیاوړې او ټینگ وي، خو د انرژۍ زېرمه یې لږ وي. له هستې څخه

په لرې کېدو یا واټن په زیاتېدو سره هستې ته د الکترونونو د جاذبې ځواک کمیږي، خو د انرژۍ زېرمه یې ډېرېږي . د دغو نښو پر مټ الکترونونه انرژيکي سویې (الکتروني قشرونه) جوړوي.

د ځمکې پاسنی کلک قشر : د ځمکې پاسنی کلک قشر د لیتوسفیر (**lithosphere**) پاسنۍ برخې ته وايي. تر کلک قشر لاندې د ځمکې د منټل (**mantle**) قشر قرار لري چې د ترکیب او فیزیکي خواصو له پلوه د ځمکې تر کلک قشر توپیر لري. د ځمکې د پاسني کلک قشر د بهرني لوري ډېره برخه د هایډروسفیر قشر نیولې، یانې اوبو نیولې ده او لږه برخه یې د ځمکې د اتموسفیر (د ځمکې ګردچاپېر ګازي قشر) تر اغېز لاندې ده. د ځمکې د پاسني کلک قشر کچه ۲,۸۰۱۰^۱۹ ټنه ارزول کیږي، له دې شمېر څخه یې ۱۲ سلنه سمندري قشر دی او پاتې نوره یې د وچې برخه ده.

ستره چاودنه (Big Bang) : ستره چاودنه د پیښې یا کایناتو لومړنۍ وده، د کایناتو د پراختیا پیل راښیي. تر دې چاودنې مخکې کاینات په سینګولاریټي (**Singularity**) حالت کې ول . کاینات ۰,۰۵۹ ± ۱۳,۷۷ میلیارده کاله پخوا له سینګولاریټي (**Singularity**) حالت څخه رامنځته او جوړ شول او له هماغه مهاله په پرله پسې ډول پراخیږي او سړیږي. بهرني پوهان مامولن ستره چاودنه د کایناتو د پراختیا همدغه پیل بولي.

هالیډونه : له نورو کیمیاي عنصرونو یا راډیکالونو سره د هالوجیني عنصرونو یانې فلورینو F_2، کلورینو Cl_2، برومینو Br_2، ایوډینو I_2 ، استاټین At_2 او اونون سیپتیم **Uus** مرکبونه د هالیډونو په نامه یادیږي.

پولي هالیډونه : په انګریزي کې (**Polyhalides**) . پولي هالیډونه د هالوجیني عنصرونو هغه مجموعي مرکبونه دي چې د **M[Hal(Hal')*n*]** ترکیب ولري، د مجموعې

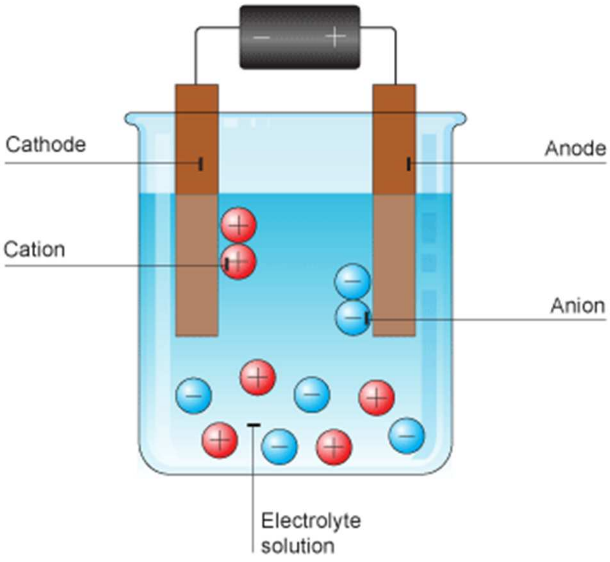
جوړوونکي او د داخلي ډګر لیګانډونه یې هالوجینونه وي . د مجموعې جوړوونکي یې زیاتره ایوډین I_2 یا برومین Br_2 وي، لیګانډونه یې هم دوی یا نور هالوجیني عنصرونه وي . بېلګې یې دا دي:

$K[I(I)_2], Cs[I(BrCl)], NO_2[BrF_4], N(CH_3)_4[I(I_2)_2]$

مرکب : مرکب یا کیمیایي مرکب هغه پېچلی توکی دی چې د دوو یا تر دوو زیاتو کیمیایي عنصرونو د کیمیایي اړیکو لرونکیو اتومونو څخه جوړ وي. ځینې ساده توکي یا په بله وینا د یوه عنصر له اتومونو څخه جوړ شوي توکي چې په خپل منځ کې اشتراکي (کووالینټ) اړیکي ولري هم کیمیایي مرکبونه ګڼل کیږي، لکه نایټروجن N_2 ، اکسیجن O_2 ، ایوډین I_2 ، برومین Br_2 ، کلورین Cl_2 ، فلورین F_2 ، او په اټکلي ډول استاټین At_2 .

راډیکال : راډیکالونه (یا خپلواک راډیکالونه) په کیمیا کې هغو ذرو (اټوم، مالیکول یا ایون) ته ویل کیږي چې په خپل بهرني الکتروني قشر کې یو یا څو ناجفته الکترونونه ولري. بل تعریف یې دا سې دی، خپلواک یا ازاد راډیکال د مالیکول یا اتوم یو ډول دی چې د خپلواک شتون وړتیا لري، یانې دا چې په پرتلیزه توګه پایدار دی او یو یا دوه ناجفته الکترونونه لري . ناجفته الکترون په یوازې ډول، یوازې ځان سره د اتوم یا مالیکول اوربیتال نیولی وي.

الکترولیز : الکترولیز په کیمیا او صنعت کې د هغو عنصرونو او مرکبونو له یو بل څخه د جلا کولو لار ده چې په خپل منځ کې کیمیایي اړیکي ولري. دا جلا کونه د دغو توکیو له منځ څخه د برېښنایي بهیر یا جریان د تېرولو پر مټ ترسره کیږي.



انځور: د الکترولیز عملیه

مینرال : د مینرال ویي چې په جرمني ژبه کې (Mineral)، یا په پرانسي ژبه کې (minéral) دی، د لاتیني ژبې له (minerale) څخه اخیستل شوی چې یو ډول طبېعي جامد جسم یا ډبره ده چې بلوري حالت، ټاکلی کیمیایي فورمول او اټومي جوړښت لري. مینرال د غرنیو ډبرو، کاني ډبرو او میټیوریټ (Meteorite) اسماني ډبرو ترکیبي برخه ده. مینرال په خپل ذات کې یو ډول طبېعي کیمیایي مرکب دی چې ټاکلی ترکیب او بلوري جوړښت لري. ځینې مینرالونه له یوه کیمیایي عنصره خو ډېری یې له دوو او تر دې زیاتو کیمیایي عنصرونو څخه جوړ وي.

باز (بنسټ) : کیمیایي باز یا بنسټ هغه کیمیایي مرکب دی چې کولای شي له پروتون یا د بل کیمیایي مرکب له تش (خالي) اوربیتال سره اشتراکي (کووالینټ) اړیکی جوړ کړي.

تصعید (سوبلیمېشن) : د اوبلن پړاو له تېرولو پرته له جامد حالت څخه په ګاز باندې د یو توکي بدلېدل د تصعید یا سوبلیمېشن(**Sublimation**) په نامه یادیږي.

فیزیکي خواص : د یو توکي فیزیکي خواص هغو خواصو ته وایي چې له کیمیایي تعامل څخه بهر اړخ پورې یې اړه ولري، لکه د ویلي کېدو د تودوخې درجه، د اېشېدو د تودوخې درجه، خټېنه یا خټه توب، کثافت، ډي الکترتیکي تېرېدنه یا (**Permittivity**)، جذب، رنګ، بوی، ټینګوالی (غلظت)، بهاندوالی (بهېدنه)، برېښنا تېرول، تودوخه تېرول، وړانګې خپرونه یا راډیو اکتېویټي(**Radioactive**) او ځینې نور.

کیمیایي خواص : کیمیایي خواص د توکیو او عنصرونو هغو خواصو ته وایي چې په کیمیایي بهیرونو (پروسو) پورې اړه ولري، یانې چې د کیمیایي **تعامل** په بهیر کې راڅرګندیږي او پر **تعامل** اغېز ښندي. له نورو توکیو سره د **تعامل** کولو او د تجزیه کېدو وړتیاوې د کیمیایي خواصو له شمېر څخه دي. د یو توکي کیمیایي خواص نه یوازې له دې سره تړلي، چې دا توکی له کومو کیمیایي عنصرونو جوړ دی، بلکې د توکي د مالیکول له جوړښت، د مالیکول له بڼې، موقعیت، فضایي ایزومیر سره هم تړاو لري. د قاعدې له مخې هغه توکي چې یو ډول ترکیب او جوړښت ولري کیمیایي خواص یې هم یو ډول وي، البته پرته له هغو **تعاملونو** چې توکي یې بل فضایي صورت بندي او وېش ولري.

کیمیایي تعامل : کیمیایي تعامل هغې عملیې ته ویل کیږي چې د هغې په بهیر کې یو یا څو کیمیایي توکي په یو یا څو نورو کیمیایي توکیو باندې بدل شي. د کیمیایي **تعامل** په پایله کې د اتومونو هستې بدلون نه مومي، خو الکترونونه او هستې له سره سره وېشل کیږي او نور نوي کیمیایي توکي جوړیږي. د فازونو د وېش د بریدونو د شتون له پلوه ټول کیمیایي **تعاملونه** په دوو برخو وېشل کیږي چې یوه برخه یې متجانس او بله برخه یې

غیرمتجانس تعاملونه دي. د کیمیایي تعاملونو ډولونه دا دي: مرکبي تعاملونه، تجزیوي تعاملونه، ځایناستي تعاملونه، تعویضي تعاملونه، د سون (احتراقي) تعاملونه.

کیمیایي معادله: کیمیایي معادله (د کیمیایي تعامل معادله) په کیمیایي تعامل کې د ګډونوالو عنصرونو د تعامل ښودنه ده چې د کیمیایي فورمولونو، عددي ضریبونو او شمېرپوهنیزو سېمبولونو په مرسته لیکل کیږي. د تعامل لومړني ګډونوال توکي د تعامل کوونکیو توکیو په نامه یادیږي چې د کیمیایي معادلې په کینه برخه کې لیکل کیږي. د کیمیایي تعامل په پایله کې جوړ شوي توکي د محصول یا جوړو شویو توکیو په نامه یادیږي او د معادلې په ښۍ برخه کې لیکل کیږي. د کیمیایي تعامل معادله د کیمیایي تعامل، د تعامل د لومړنیو او جوړو شویو توکیو په اړه کیفي او کمي مالومات وړاندې کوي. د معادلې اوډنه او جوړېدنه د ستېوکیومټری (**Stoichiometry**)، او په لومړي ګام کې په کیمیایي تعاملونو کې د توکیو د کتلې د پایښت پر قانون بنسټ لري. د ساري په توګه دا لاندې کیمیایي معادله اوبه H_2O ښیي چې د اکسیجن O_2 او هایډروجن H_2 د کیمیایي تعامل په پایله کې جوړې شوې دي:

$$O_2 + 2H_2 \rightarrow 2H_2O$$

اکسیډېشني – رغوونکي تعاملونه: اکسیډېشني- رغوونکي یا ریډوکس (**Redox**) هغو تعاملونو ته وایي چې په هغوی کې ګډونوال کیمیایي عنصرونه د اکسایډ جوړولو درجې بدلوي. په دې تعاملونو کې دا حتمي نه ده چې ټول عنصرونه دې د اکسایډ جوړولو درجه بدله کړي. په اکسیډېشني- رغوونکو تعاملونو کې یو اتوم خپل یو الکترون بایلي (چې اکسیډېشني عملیه یې بولي) او بل اتوم ته یې ورکوي (چې د رغاونې عملیه یې بولي). الکترون ورکوونکی یا بایلونکی توکی د رغوونکي په نامه، او الکترون اخیستونکی توکی د اکسیډانټ په نامه یادیږي.

امفوتیریزم یا امفوتیریک (Amphoteric) : د لرغوني یوناني ژبې له (ἀμφότεροι) (amphoteroi) څخه اخیستل شوې چې د «دوه ګوني، غبرګوني»، «دوه اړخیز» په مانا دی، او د ځینو هغو کیمیاییي مرکبونو لپاره کارېږي چې په ټاکلیو شرایطو کې هم تېزابي او هم بازي (بنسټيز) خواص ښیي.

رادیواکتیفي عنصرونه : رادیواکتیفي عنصرونه هغه کیمیاییي عنصرونه دي چې ټول ایزوټوپونه یې رادیواکتیفي دي، یانې چې وړانګې او ذرې خپروونکي دي. د دې عنصرونو اتومي هستې ثابتې نه دي او د پخپل سر تجزیې پر مهال وړانګې خپروي. د راډیواکتیفي عنصرونو په شمېر کې دا عنصرونه ګډون لري لکه ټیکنیټیم Tc ، پرومیټیم Pm ، پولونیم ، او په مندلیف جدول کې په ده پسې نور ټول کیمیاییي عنصرونه په دې شمېر کې راځي.

د پلاتیني ګروپ فلزونه : د پلاتیني ګروپ فلزونه د انتقالي فلزونو له شمېر څخه ۶ عنصرونه دي چې نومونه یې دادی لکه ۴۴ شمېره روټینیم Ru ، ۴۵ شمېره روډیم Rh ، ۴۶ شمېره پالاډیم Pd ، ۷۶ شمېره اوسمیم Os ، ۷۷ شمېره ایریډیم Ir ، او ۷۸ شمېره پلاتین Pt. دا فلزونه په خپل منځ کې یو بل ته ورته فیزیکي او کیمیاییي خواص لري او په یو ډول کانونو کې موندل کیږي. د پلاتیني ګروپ فلزونه نجیبه او قیمتي فلزونه دي. په طبیعت کې ډېرى مهال په پولي میټالیک (مسي- نیکلي) کاني ډبرو، همدا راز د سرو زرو او پلاتینو په کانونو کې موندل کیږي.

ایون : په انګلیسي ژبه کې (ion)، د لرغوني یوناني ژبې له (ἰόν) (ion) څخه اخیستل شوی چې د «تلونکي» مانا لري. ایون د یو توکي (مادې) هغه یو اتومه یا ډېر اتومه برېښنایي چارج لرونکې ذره ده، چې د یو مالیکول په ترکیب کې د یو اتوم د یو یا څو الکترونونو د له لاسه ورکولو یا خپلولو (اخیستلو) په پایله کې جوړیږي. بل تعریف یې:

ایون هغه اتوم ته ویل کیږي چې اضافي برېښنايي چارج ولري او دا چارج کېدای شي منفي او يا مثبت وي. ایونونه د تودوخیز تعامل په بهیر کې له خنثا اتومونو يا ماليکولونو څخه جوړيږي او دا پروسه د ايون جوړېدو يا ايونيزېشن (**Ionization**) په نامه يادېږي.

خنثا اتوم : خنثا هغه اتوم ته ويل کيږي چې د هستې په شاوخوا کې يې د الکترونونو شمېر په هسته کې د پروتونونو له شمېر سره مساوي وي. پر دې بنسټ ويلای شو چې د خنثا اتوم برېښنايي چارج صفر دی.

کتیون (کاتیون) : هغه ایون چې مثبت برېښنايي چارج ولري د کتيون په نامه يادېږي. د ساري په توګه د امونيم کتيون په دې فورمول NH_4^+ سره د اسې ښودل کيږي چې يو چارجه کتيون دی، او د کلسيم دوه چارجه کتيون په دې فورمول Ca^{2+} سره ښودل کيږي.

انیون : انيون هغه ايون ته ويل کيږي چې په خپل الکتروني قشر کې د اضافي الکترون (الکترونونو) په لرلو سره منفي برېښنايي چارج لري. بل تعريف يې: انيون هغه اتوم يا ماليکول دی چې منفي برېښنايي چارج لري او دا چارج يې د اضافي الکترونونو د لرلو لامله وي، او په دې ډول يې د مثبت چارج لرونکو ذرو تر شمېر د الکترونونو شمېر زيات وي. پر دې بنسټ انيون منفي چارج لرونکی ايون دی.

د سانتي ګراډ درجه : د سانتي ګراډ (سينتي ګرېډ) (**centigrade**) درجه چې اوسنی نوی نوم يې سيلسيوس (**Celsius**) دی، او په دې نښه (°C) ښودل کيږي، د تودوخې مېچولو واحد دی چې د واحدونو په نړيوال سېستم کې د کيلوين (**kelvin**) تر څنګ کاريږي . د سانتي ګراډ اوسنۍ درجه يانې سيلسيوس د سويډني ستورپوه، ځمکپېژندونکي، او هواپوه «اندیرس سيلسيوس» (**Anders Celsius**) (۱۷۰۱-۱۷۴۴) په وياړ نومول شوې ده.

د کیلوین درجه : د کیلوین (**kelvin**) درجه د تودوخې د مېچولو یو واحد دی چې د واحدونو په نړیوال سېستم کې کارېږي او د (**K**) په توري سره ښودل کیږي. کیلوین یو له اوو بنسټیزو واحدونو څخه دی او دا اوه واحدونه دا دي: ۱. متر د اوږدوالي د مېچولو واحد، ۲. کیلوگرام د کتلې یا وزن د مالومولو واحد، ۳. ثانیه د مهال یا وخت د مالومولو واحد، ۴. امپیر د برېښنایي بهیر د ځواک د مېچولو واحد، ۵. کیلوین د تودوخې د مېچولو واحد، ۶. مول د توکي د کچې (مقدار) یا کمیت د اندازه کولو واحد، او ۷. کانډېلا د رڼا د ځواک د مېچولو واحد. د کیلوین درجه د انگلیسي فیزیکپوه «ویلیام تومسن لارډ کیلوین» (۱۸۲۴-۱۹۰۷) په ویاړ نومول شوې ده.

د کیلوین **K** او سیلسیوس **ºC** (**Celsius**) تر منځ توپیر دا دی چې د سیلسیوس صفر درجه د کیلوین له **۲۷۳،۱۵** کیلوین درجو سره مساوي ده. د ساري په توگه: **۲۷۳ K = ۰ ºC**. یا دا، صفر کیلوین درجه له منفي **۲۷۳**- سیلسیوس (سانتي گراد) درجو سره مساوي ده.

اکسایډونه : له اکسیجن **O_2** سره د نورو کیمیایي عنصرونو مرکبونه د اکسایډونو په نامه یادیږي. په دې مرکبونو کې د اکسایډ جوړولو درجه منفي دوه (۲-) ده. په دې مرکبونو (اکسایډونو) کې کېدای شي چې د اکسیجن یو یا څو اتومونه د بل عنصر له یوه یا څو اتومونو سره یو ځای شوي وي. د ساري په توگه د کاربون ډای اکسایډ گاز چې کیمیایي فورمول یې **CO_2** دی، د اکسیجن او کاربون دوه گونی مرکب دی چې د کاربون یو اتوم او د اکسیجن دوه اتومونه سره یو ځای شوي او دا مرکب یې جوړ کړی دی. بله بېلگه: الومینیم اکسایډ چې کیمیایي فورمول یې **Al_2O_3** دی، د اکسیجن او الومینیم ترمنځ یو جوړ شوی مرکب دی چې د الومینیم دوه اتومه او د اکسیجن درې اتومه سره یو ځای شوي او دا مرکب یې جوړ کړی دی.

نوکلیډ (nuclide) : نوکلیډ د لاتیني ژبې له (**nucleus**) څخه اخیستل شوی چې د «هستې» او په لرغونې یوناني ژبه کې له (**εἶδος**) څخه اخیستل شوی چې د «ډول،

سورت» په مانادی. دا د اتوم یو ډول دی چې د کتلې ټاکلې شمېره، اتومي شمېره، د هستو انرژیکي حالت او د ژوند دومره موده لري چې د کتنې او څېړنې لپاره بسنه کوي. یا نوکلیډونه هغه اتومونه دي چې په هستو کې یې د پروتونونو او نیوترونونو شمېر سره مساوي نه وي. هغه نوکلیډونه چې د پروتونونو شمېر یې سره مساوي وي د ایزوټوپونو په نامه یادیږي. هغه نوکلیډونه چې رادیواکتیفي تجزیه لري د رادیونوکلیډونو په نامه یادیږي.

بل بڼه توب (الوتروپي) (Allotropy) : د تیوریکي او عملي کیمیا د نړیوالې ټولنې «ایوپاک» (IUPAC) له تعریف سره سم بل بڼه توب، څو بڼه توب یا الوتروپي د یو عنصر د شتون لپاره بېلابېل رغښتي یا جوړښتیز حالتونه دي. بل تعریف یې: د یو کیمیایي عنصر دوه یا تر دې زیاتو ساده توکیو شتون، چې بېلابېل جوړښت او خواص ولري، د الوتروپي بڼې (مودیفیکېشن) په نامه یادیږي.

سینتېز (Synthesis) : د سینتېز نومونه د لرغونې یوناني ژبې له (σύνθεσις) څخه اخیستل شوې چې د یو ځای کولو، ټولولو او تړلو په مانا ده. سینتېز د شیانو یا مفاهیمو، چې تر دې دمخه سره بېل بېل وي، د یو ځای کولو او یو څیز جوړولو بهیر ته وایي.

الکترون ولټ : الکترون ولټ (Electronvolt) د انرژۍ یا ځواک د مېچولو نړیوال واحد دی چې په اټومي او هسته یي فیزیک، د بنسټیزو ذرو فیزیک، او دې پوهنو ته په نږدې څانګو لکه بیوفیزیک، فیزیکي کیمیا، استروفیزیک او داسې نورو کې کاریږي. الکترون ولټ په دې (eV) نښې یا سېمبول سره ښودل کیږي. یو الکترون ولټ د یو ولټ تر ولټاژ لاندې د یو الکترون د انرژۍ کچه ده او عددي اندازه یې د جول پر بنسټ مساوي ده له:

$$1\ \text{eV} = 1.60217653(14) \times 10^{-19}\ \text{J}$$

يو الکترون ولټ د هغو انرژيو په پرتله چې په ډېرى اټومي (هسته يي) بهيرونو کې رامنځته کيږي يو کوچنی کميت دی، په دې برخه کې په فيزيک کې زياتره د ګرای (چند) واحدونه کاريږي لکه دا چې:

- يو کيلوالکترون ولټ **keV** مساوي دی له ۱۰۰۰ الکترون ولټ **eV** سره.
- يو ميګا الکترون ولټ **MeV** مساوي دی له يو ميليون الکترون ولټ **eV** سره.
- يو ګيګا الکترون ولټ **GeV** مساوي دی له يو ميليارد الکترون ولټ **eV** سره.

نيمايي عمر (د نيم عمر پېر) : د کوانتومي ميخانيکي سېستم (ذرې، هستې، اټوم، د انرژيکي سويې او داسې نورو) هغه مهال $T_{1/2}$ ته ويل کيږي چې د هغه په بهير کې سېستم په تخميني ډول ۲/۱ برخې تجزيه کيږي او له منځه ځي. يا په بله وينا، نيمايي عمر هغه مهال ته وايي چې د هغه په تېرېدو سره راديواکتيفي، يا وړانګې او ذرې خپروونکی توکی د خپلې کچې نيمه برخه د په خپل سر تجزيې په پايله کې له لاسه ورکړي.

هايډروکسايډونه : هايډروکسايډونه غيرعضوي مرکبونه دي چې د دې ګروپ **OH**- په تشکيل کې برخه لري. هايډروکسايډونه له فلز سره د اوبو د تعامل په پايله کې جوړيږي. نږدې د ټولو کيميايي عنصرونو هايډروکسايډونه پېژندل شوي دي؛ له دوی څخه يې ځينې په طبيعت کې د مينرالونو په بڼه موندل کيږي. بل تعريف يې: هايډروکسايډ يو دوه اتومه انيون دی چې منفي بريښنايي چارج لري، د اکسيجن له اتوم او د هايډروجن له يوه اتوم، چې په خپل منځ کې د اشتراکي (کووالينټ) اړيکي پر مټ تړاو لري، څخه جوړ شوی او کيميايي فورمول يې دا OH^{-} دی.

انهيډرايډونه : انهيډرايډونه (**Anhydrides**) په غيرعضوي کيميا کې مالګه جوړوونکي اکسايډونه دي چې تېزابي خواص لري. انهيډرايډونه د تېزابي اکسايډونو په نامه هم ياديږي. بل تعريف يې: انهيډرايډونه په عضوي کيميا کې هغو مرکبونو ته وايي

چې له دوو تېزابي پاتي شونو څخه جوړ وي (د ساري په توګه له کاربوني یا فاسفیناتي تېزابونو څخه) او په خپل منځ کې د اکسیجن د اتوم پر مټ سره یو ځای شوي وي. د سرکې انهیډرایډ (د سرکې تېزابو انهیډرایډ) $(CH_3CO)_2O$ د سرکې تېزابو CH_3COOH (اسیټیک اسیډ) له دوو پاتې شونو څخه جوړ دی او کیمیایي فورمول یې دا دی: CH_3-C(O)-O-C(O)-CH_3.

هایډرایډونه (Hydride) : له فلزونو او له هغو نافلزونو سره چې تر هایډروجن یې الکتروني منفیت لږ وي، جوړېدونکي مرکبونه د هایډرایډونو په نامه یادیږي. کله کله له هایډروجن سره د ټولو عنصرونو جوړېدونکي مرکبونه د هایډرایډونو په شمېر کې شامل ګڼل کیږي.

فاسفاټونه : فاسفاټونه د فاسفورس تېزابونو یا (فاسفوریک اسیډونو) مالګې او استرونه (Esters) دي، د ساري په توګه د ترای پوتاسیم فاسفاټ K_3PO_4.

فلورایډونه : له نورو کیمیایي عنصرونو سره د فلورینو F_2 مرکبونه د فلورایډونو په نامه یادیږي. له هیلیمه، نیونه او ارګونه پرته له نورو ټولو عنصرونو سره فلورایډونه پېژندل شوي دي.

اکسالاټونه : د شلخي تېزابو $H_2C_2O_4$ (اکسالیک اسیډ) مالګې او استرونه (Esters) د اکسالاټونو په نامه یادیږي.

ایوډاټونه : د ایوډیک اسیډ HIO_3 مالګې د ایوډاټونو په نامه یادیږي.

کاربوناټونه : د کاربونیک اسیډ H_2CO_3 مالګې او استرونه د کاربوناټونو او هایډروکاربوناټونو په نامه یادیږي.

استر (استرونه) : استرونه (**esters**) په کیمیا کې هغو مرکبونو ته وایي چې د یو اسیډ له حاصله او یوه الکول څخه جوړ شوی وي. استرونه د کاربوکسیلیک اسیډونو له مهمو جوړو شویو توکیو (مشتقاتو) څخه دي.

هسته یي تعامل : هسته یي تعامل (**Nuclear reaction**) د یوې اتومي هستې له بلې اتومي هستې یا ذرې سره د **تعامل** او **ګډ** فعالیت بهیر ته هسته یي **تعامل** وایي چې د هستې ترکیب او جوړښت ته بدلون ورکوي او ډېره انرژي ازادوي. هسته یي **تعامل** لومړی ځل برتانوي فیزیکپوه «ارنست رادرفورډ» پر ۱۹۱۹ ز کال ولید او هغه داسې چې ده د α الفا ذرو پر مټ د نایټروجن N_2 د اتومونو هستې بمباري کړې، په پایله کې دویمګړې ایوني شوې ذرې ترې جوړې شوې چې په ګاز کې یې د منډې واټن د الفا ذرې د منډې تر واټنه اوږد وو او دا ذرې د پروتونونو په توګه وپېژندل شوې. د دې هسته یي **تعامل** بهیر (پروسه) د «ویلسون» کمرې پر مټ ثبت کړای شو.

پلازما، پلاسما (Plasma) : پلازما کله کله د توکي (مادې) له څلورو حالتونو څخه یو حالت بلل کیږي (د توکي نور درې حالتونه جامد، مایع او ګاز دي). پلازما هغه ایوني شوي ګاز ته ویل کیږي چې ټولو اټومونو یا د هغوی یوې برخې یې یو یا څو الکترونونه له لاسه ورکړي او په مثبتو ایونونو بدل شوي وي. یا هغه ګاز چې په شدت سره ایوني شوی، د خپلواکو الکترونونو شمېر یې د مثبتو ایونونو له شمېر سره مساوي وي د پلازما په نامه یادیږي.

پاسکال : پاسکال د واحدونو په نړیوال سېستم کې د میخانیکي فشار د مېچولو یوون یا واحد دی چې د **Pa** په توریو یا لنډنوم سره ښودل کیږي. یو پاسکال له هغه فشار سره مساوي دی چې د یو نیوټن ځواک له خوا رامنځته کیږي، او د یو مترمربع پر کچ (سطح) باندې په برابر ډول سره وېشل کیږي:

$$1\ \text{Pa} = 1\ \frac{\text{N}}{\text{m}^2} = 1\ \frac{\text{kg}}{\text{m} \cdot \text{s}^2}$$

د پاسکال لس گرایه (لس چنده) واحدونه دیکاپاسکال، هیکتاپاسکال، کیلوپاسکال، میگا پاسکال، گیگاپاسکال، تیراپاسکال، پیتاپاسکال، ایکساپاسکال، زیتاپاسکال، او یوتاپاسکال دي. برخیز واحدونه یې ډیسي پاسکال، سانتي پاسکال، میلي پاسکال، میکروپاسکال، نانوپاسکال، پیکوپاسکال، فیمتوپاسکال، اټوپاسکال، زیپټوپاسکال، او یوکتوپاسکال دي. د پاسکال د مېچولو واحد د پرانسي فیزیکپوه او شمېرپوه «بلیز پاسکال» (۱۶۲۳-۱۶۶۲) په ویاړ نومول شوی دی.

هایډرولیز : هایډرولیز د لرغوني یوناني ژبې له(**hydro**) یانې «اوبه» او (**lysis**) یانې «تجزیه، وېش» څخه اخیستل شوی، په انگریزی کې یې(**Hydrolysis**) بولي. هایډرولیز د تعویضي (سولوالیز) کیمیایي تعاملونو یو ډول دی چې له اوبو سره د بل توکي د تعامل پر مهال اوبه تجزیه او وېشل کیږي او نوي مرکبونه جوړوي. بل تعریف یې: هایډرولیز هغه کیمیایي تعامل دی چې د هغه په پایله کې د اوبو یو یا څو مالیکولونه د هایډروجن H_2 او هایډروکسیل په ایونونو تجزیه او وېشل کیږي. هایډرولیز د اوبو او بل توکي ترمنځ یو تعویضي تعامل دی (تعویضي تجزیه) ده.

هایډروکسیل : په کیمیا کې هایډروکسیل هغه مالیکول ته ویل کیږي چې د هایډروجن له یوه اتومه او د اکسیجن له یوه اتومه جوړ شوی وي او په خپل منځ کې د اشتراکي (کووالینټ) اړیکي پر مټ سره یو ځای شوي وي . کله چې د اکسیجن یو اتوم له بل مالیکول سره یو ځای شي نو هغه ته د هایډروکسیل عامل گروپ ویل کیږي . هغه مالیکولونه چې د هایډروکسیل گروپ ولري د الکولو په نامه پېژندل کیږي.

پواز : پواز (**poise**) د ختنې (ختوالي) د مالومولو او مېچولو واحد دی. په محاسبو کې پواز د **P** په لنډ (مخفف) توري سره ښودل کیږي. پواز د سانتي متر، گرام او ثانیې په

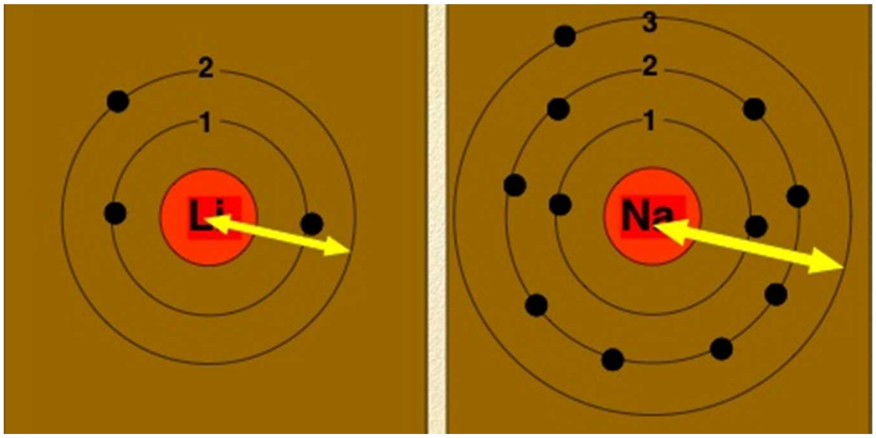
سېستم کې د توکیو د ټینوالي د مېچولو واحد دی. یو پواز د مایع له هغومره ټینوالي سره مساوي دی چې د یو ډین (dyne) ځواک په وړاندې مقاومت ښیي، البته د مایع د دوو قشرونو د دوه اړخيزې لېږدېدنې پر مهال په یوه سانتي متر مربع ډګر کې، داسې چې له یو بل څخه یې واټن یو سانتي متر وي.

جول (joule) : جول د واحدونو په نړیوال سېستم کې د کار، انرژۍ او د تودوالي د کچې (مقدار) د مېچولو واحد دی چې په J توري سره ښودل کیږي.

اتومي کتله : اتومي کتله (پخوانی نوم یې اتومي وزن وو) یا نسبي کتله د اتوم د کتلې ارزښت دی چې د کتلې په اتومي واحدونو سره ښودل کیږي. په اوسني وخت د کتلې اتومي واحد د کاربون د تر ټولو ډېرې پراختیا لرونکي ایزوټوپ ^{12}C د خنثا اتوم له ۱۲/۱ اتومي کتلې سره مساوي منل شوی، ځکه خو د دې ایزوټوپ اتومي کتله له نومېرنې سره سم له ۱۲ سره مساوي ده. د ایزوټوپ د اتومي کتلې او اتومي شمېرې (لمبر) تر منځ توپیر د کتلې د زیاتوالي یا د کتلې د نقص په نامه یادیږي چې مامولن په میګا الکترون ولټ MeV سره ښودل کیږي.

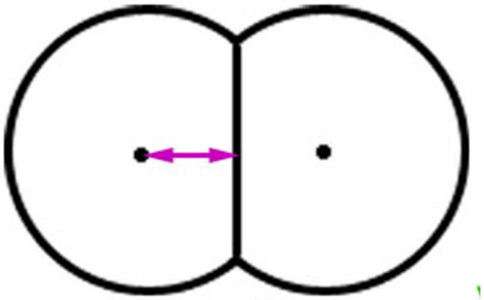
الکتروني وېش : الکتروني وېش د یو کیمیایي عنصر یا مالیکول د اتوم په بېلابېلو الکتروني قشرونو باندې د الکترونونو د وېش او موقعیت فورمول ته ویل کیږي.

د اتوم نیمايي قطر : له کوانتومي میکانیک سره سم اتومونه جوت بریدونه او سرحدونه نه لري، او د هغه الکترون د موندنې احتمال، چې د همدغه اتوم له هستې سره تړاو لري، د اتوم له هستې څخه د واټن په زیاتېدو سره کمیږي. ځکه خو د اتوم نیمايي قطر په اټکلي ډول د دغه اتوم په ساحه کې د ده د الکتروني کثافت ډېره برخه یانې ۹۰ سلنه برخه نیسي. په ټوله کې د یو اتوم د هستې او د همدغه اتوم د لري ترین الکتروني مدار تر منځ واټن ته د اتوم نیمايي قطر وایي.



انځور: د یو اتوم د هستې او د همدغه اتوم د لرې ترین الکتروني مدار تر منځ واټن ته د اتوم نیمايي قطر وايي. په دې بېلګه کې د سوډیم **Na** او لیتیم **Li** کیمیايي عنصرونو د اتومونو نیمايي قطرونه ښودل شوي دي

د کووالینسي (کووالینټ) نیم قطر : (Covalent radius) د یو کیمیايي عنصر د اتومونو د هستو ترمنځ د واټن نیمايي برخه د کووالینسي یا کووالینټ نیم قطر په نامه یادیږي او همدغه نیمايي قطر اشتراکي (کووالینسي) اړیکی جوړوي.



انځور: د کووالینسي (کووالینټ) نیم قطر

د ایون نیمایي قطر : د ایون نیمایي قطر د غونډاري بڼې لرونکیو ایونونو اندازه ده، چې په ایوني مرکبونو کې د اتومونو ترمنځ واټن لپاره کارېږي. د ایون نیمایي قطر مفهوم پر اټکل باندې بنسټ لري او د ایونونو اندازه د هغه مالیکول په ترکیب پورې اړه نه لري چې دوی پکې ګډون لري.

الکتروني منفیت : الکتروني منفیت د یو اتوم هغه بنسټیز کیمیایي خاصیت دی چې کولای شي په مالیکول کې ټولیزې الکتروني جوړې ځان ته راکش کړي، یانې د اتومونو هغې وړتیا او قابلیت ته ویل کیږي چې کولای شي د نورو اتومونو الکترونونه ځان ته راجذب کړي. هالوجیني عنصرونه او اکسایډ کوونکي (، فلورین، اکسیجن، کریپټون، کسینون) د الکتروني منفیت تر ټولو ډېر لوړ کچ لري، او تر ټولو ډېر ټیټ کچ یې فعال فلزونه لري، یانې الکلي او الکلي خاورین فلزونه دي چې د مندلیف جدول په S بلاک کې ځای پر ځای دي. تر ټولو ډېر الکتروني منفیت لرونکی عنصر فلورین F_2 او تر ټولو لږ الکتروني منفیت لرونکی عنصر فرانسیم Fr دی.

د اتومونو د الکتروني منفیت اوسنی مفهوم امریکایي کیمیاپوه، پر ۱۹۵۴ او ۱۹۶۲ ز کلونو د کیمیا په څانګه کې د دوو نوبل ډالیو ګټونکي «لاینوس کارل پاولینګ» (۱۹۰۱-۱۹۹۴) رامنځته کړ. د کیمیایي عنصرونو د الکتروني منفیت د مېچولو واحد د «پاولینګ» په نامه نومول شوی دی.

د ایون جوړولو (ایونیزېشن) انرژي : له یوه اتوم څخه په ګازي حالت کې د یوه الکترون د جلا کولو لپاره اړینه انرژي ده چې الکترون په ګازي حالت کې په مثبت ایون (کتیون) باندې بدلوي او دا انرژي د ایون جوړولو یا ایونیزېشن په نامه یادیږي.

کثافت : د یو توکي د حجم په واحد کې د کتلې کچه د کثافت په نامه یادیږي او د **P** په توري سره ښودل کیږي. د یو توکي کثافت د هغو اجسامو کثافت دی چې له همدغه توکي څخه جوړ وي.

د ویلي کېدو د تودوخې درجه : د ویلي کېدو د تودوخې درجه هغه تودوخه ده چې د هغې پر مټ یو جامد بلوري توکی په اوبلن (یا برعکس) حالت باندې بدل شي.

د ایشېدو د تودوخې درجه یا ټکی : هغې تودوخې ته ویل کیږي چې په هغې کې مایعات په ایشېدو راځي. د ایشېدو تودوخه د ایشېدونکې مایع د هوارې سطحې له پاسه د مشبوع بړاس له تودوخې سره برابره ده، ځکه چې پخپله مایع تل د ایشېدو تر تودوخې لږ ډېره سره وي.

د بړاس تودوالی : د بړاس تودوالی یا (انتالپي) هغه اړینه انرژي ده چې مایع په ګاز باندې بدلوي.

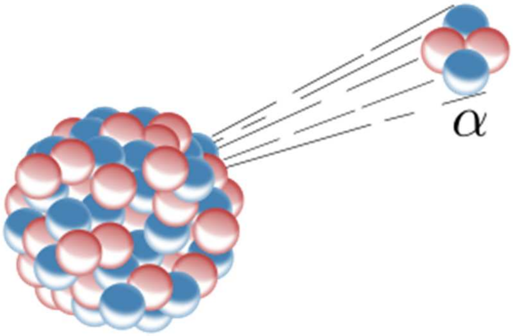
مولي حجم : د یو توکي یو مول حجم د مولي حجم په نامه یادیږي، او دا هغه کمیت دی چې پر کثافت باندې د مولي کتلې له وېش څخه لاس ته راځي.

مول : مول په انګریزي کې (**mol**) د لاتیني ژبې له (**moles**) څخه اخیستل شوې چې د «کچې، کتلې، ګڼ شمېر» مانا لري او د یو توکي د کچې (مقدار) د مېچولو واحد دی. مول د واحدونو په نړیوال سېستم کې یو له اوو بنسټېزو واحدونو څخه دی. یو مول مس **Cu** له ۶۴ ګرامو کتلې سره مساوي دی، یو مول اوبه **H_2O** له ۱۸ ګرامو کتلې سره مساوي دي.

پارامتر : په انګلیسي کې (**Parameter**)، دا هغه کمیت دی چې د یو ګروپ عنصرونو تر منځ د توپیر لپاره کاریږي. پارامتر د یو څیز د خواصو د پېژندلو او مېچولو لپاره کاریږي.

د ډيبای د تودوخې درجه : دا هغه تودوخه ده چې په هغې کې د يو جامد توکي د اهتزاز ټول حالتونه متهيج کيږي.

الفا ذره (α–ذره) : الفا ذره د مثبت چارج لرونکې ترکيبي ذره ده چې له دوو پروتونونو او دوو نيوترونونو څخه جوړه وي، او د هيليم-۴ د اتوم هستې ته ورته ده. الفا ذره د هستو د الفا تجزيې پر مهال، د هسته يي تعاملونو پر مهال او د هيليم -۴ د اتومونو د بشپړې ايون جوړېدنې (ايونيزېشن) په پايله کې جوړيږي. الفا ذرې کولای شي چې هسته يي تعاملونه رامنځته کړي؛ پر ۱۹۱۹ ز کال په لومړني مصنوعي هسته يي تعامل کې، چې برتانوي کيمياپوه «ارنست رادرفورډ» ترسره کړ، او د نايټروجن هستې پکې د اکسيجن په هستو بدلې شوې، همدغو الفا ذرو برخه درلوده. د الفا ذرو بهير د الفا وړانگو په نامه ياديږي.



انځور: د يوه درانه اتوم له هستې څخه جلا شوې الفا ذره

بيتا ذره (β–ذره) : دا يوه چارج لرونکې ذره ده چې د بيتا تجزيې پر مهال ازاديږي. د بيتا ذرو بهير د بيتا وړانگو په نامه ياديږي. هغه بيتا ذرې چې منفي بريښنايي چارج (β^-) ولري هغه الکترونونه دي، او هغه بيتا ذرې چې مثبت بريښنايي چارج (β^+) ولري هغه پوزيترونونه دي.

گاما وړانگې (γ–وړانگې) : گاما وړانگې د الکترومقناطیسي وړانگو یو ډول دی چې د څپې اوږدوالی یې زښت ډېر لنډ دی. گاما وړانگې متهیج حالتونو ته د اتومونو د هستو د تېرېدو ترمنځ خوشي کیږي او دا تېرېدنه د ایزومیري تېرېدنې په نامه یادیږي. گاما وړانگې زیاتره د اتوم د هستې له پاسه د انرژۍ د حالتونو د پاشل کېدو په پایله کې جوړیږي، خو د تولید لپاره یې نور مېتودونه هم شتون لري. گاما وړانگې له الفا او بېټا وړانگو څخه دا توپیر لري چې چارجي ذرې نه لري،د روغتیا لپاره مضرې دي.

الفا تجزیه : د هستې د رادیواکتیفي تجزیې یو ډول دی چې په پایله کې یې د هیلیم د He[۴] ایزوټوپ د دوه ځلیزې جادویي هستې الفا ذرې خوشي کیږي. د دې تجزیې په پایله کې د هستې د کتلې شمېره د ۴ په شمېر او اتومي شمېره د ۲ په شمېر کمیږي. یوازې درنې هستې الفا تجزیه لري (اتومي شمېره یې باید تر ۸۲ لوړه وي، او د کتلې شمېره یې باید تر ۲۰۰ لوړه وي).

اتموسفیر : اتموسفیر د یوناني ژبې له «**atmos**» یانې (بړاس) او «**sphaira**» یانې «توپ، غونډاري» څخه اخیستل شوې او د اسماني اجسامو گازي قشر ته وایي چې د جاذبې ځواک لامله شاوخوا ورته نږدې شتون لري. لکه څنگه چې د اتموسفیر او گرزنده ستوریو (سیارو) تر منځ مکان کوم جوت برید او پوله نه لري نو دا دود شوې چې د یو اسماني جسم شاوخوا ډگر د اتموسفیر په نامه یادیږي او دا گازي چاپیریال له اسماني جسم سره داسې یوځای څرخي لکه د دغه جسم یوه برخه چې وي. د ځینو گازي گرزنده ستوریو (گازي سیارو) د اتموسفیر ژوروالی یا پربړوالی کېدای شي چې ډېر لوی وي.

د ځمکې اتموسفیر اکسیجن لري چې د ژوندیو اورگانیزمونو له خوا د تنفس کولو لپاره کاریږي، او کاربون ډای اکسایډ لري چې د بوټیو (نباتاتو)، اوبریو، سیانوباکټریاوو له خوا د فوتوسینتېز په بهیر کې کاریږي. همدا راز اتموسفیر د ځمکې د سیارې یو دفاعي

قشر هم دی چې د لمر له تر چوڼیا له پاسه (Ultraviolet) وړانگو څخه د ځمکې اوسېدونکي ساتي.

لیتوسفیر : د ځمکې کلک قشر د لیتوسفیر په نامه یادیږي چې د ځمکې له پاسني کلک قشر (crust) او د منټل (mantle) قشر له پاسنۍ برخې څخه جوړ دی.

هایډروسفیر : د هایډروسفیر ویې د لرغوني یوناني ژبې له (hydōr) یانې «اوبه» او (sphaira) یانې «غونډاری» څخه اخیستل شوی او د ځمکې د اوبو قشر ته وایي. هایډروسفیر په دریو برخو وېشل شوی چې هغه نړیوال سمندر، د سیارې پاسنۍ اوبه او تر ځمکې لاندې اوبه دي.

راډیوجینیک عنصر (وړانگې خپروونکی عنصر) : راډیوجینیک یا وړانگې خپروونکی عنصر هغه عنصر ته ویل کیږي چې د راډیواکتیفي تجزیې په پایله کې د بل کیمیایي عنصر له بې پایښته راډیونوکلیډ څخه جوړ شوی وي.

پیکومتر : پیکومتر (Picometre) په میتریک سېستم کې د اوږدوالي د مېچولو واحد دی چې په لنډ ډول په pm توریو سره ښودل کیږي. یو پیکومتر د یوه متر له یو تریلیون (تریلیوني) برخې سره مساوي دی، یانې داسې (۱/ ۱۰۰۰۰۰۰۰۰۰۰۰۰)، چې په (Scientific notation) کې په دې ډول 10^{-12} لیکل کیږي.

سپین (Spin) : سپین د اتوم د ذرو له بنسټیزو خواصو څخه دی چې کلاسیک انډول نه لري او یو کوانتومي خاصیت گڼل کیږي. سپین ته تر ټولو ډېر نږدې ترین کلاسیک خاصیت د زاویه یي خوځښت اندازه ده.

فوتون (photon) : فوتون یوه بنسټیزه ذره ده چې د الکترومقناطیسي وړانگې یا رڼا کوانتوم بلل کیږي. فوتون په فیزیک کې یوه بنسټیزه ذره ده چې د رڼا د کوانتومي واحد یا

هر ډول الکترومقناطیسي وړانګې په توګه ګڼل کیږي . دا یوه بې کتلې ذره ده چې په خالیګا کې کولای شي یوازې د رڼا د چټکتیا په حرکت سره شتون ولري . د فوتون ذرې برېښنایي چارج صفر دی.

کوانتومي میکانیک : د تیوریکي یا نظري فیزیک یوه څانګه ده چې په مایکروسکوپي کچ (مقیاس) کې له فیزیکي ښکارندو سره سر وکار لري. په دې کچ کې فیزیکي کړنې د پلانک په ثابت حد او اندازه کې شتون لري.

کوانتوم : کوانتوم د لاتیني ژبې له (**quantum**) څخه اخیستل شوی چې د «څومره» په مانا دی، او په فیزیک کې د کوم کمیت هغې برخې ته ویل کیږي چې د وېش وړ نه وي.

لیتوفیل عنصرونه : په انګلیسي کې (**lithophile elements**)، د یوناني ژبې له «لیتوس» (**lithos**) یانې «ډبره» او «فیلیو» (**phileo**) یانې «مینه لرم» څخه اخیستل شوې . د ناروېژي کیمیاپوه او جیوکیمیاپوه «ویکتور موریز ګولډسمیټ» (۱۸۸۸ - ۱۹۴۷) د تیورۍ له مخې، لیتوفیل عصنرونه هغه عنصرونه دي چې د ځمکې د پاسني کلک قشر د کتلې ۹۳ سلنه او د سمندري اوبو د مالګین ترکیب نږدې ۹۷ سلنه یې جوړه کړې ده . دا عنصرونه د اتوم بهرنی ۸ الکترون لرونکی قشر لري (لکه نجیبه ګازونو ته ورته) . د لیتوفیل عنصرونو په شمېر کې دا عنصرونه ګډون لري :

:

Li, Be, B, C, O, F, Na, Mg, Al, Si, R, Cl, K, Ca, Ti, V, Cr, Mn, Br, Rb, Sr, Zr, Nb, I, Cs, Ba, TR, Hf, Ta, W, At, Fr, Ra, Ac, Th, Pa, U

فیزیولوجي (Physiology) : فیزیولوجي د یوناني ژبې له (**physis**) یانې «طبیعت، نسب، ریښه» او (**logia**) څخه اخیستل شوې چې د «څېړنې» مانا لري، د ژونپوهنې (بیالوجي) یوه له مهمو څانګو او هغه پوهنه ده چې د ژوندي موجود د حیاتي

کړنو، د بدن غړیو، ووبونو (نسجونو)، د ژوندینکو (حجرو) جوړښت، او د هغوی د عنصرونو څېړنه کوي. فیزیولوجي د طبیعي پوهنځانګو یوه ټولګه ده چې د اورګانیزم د ژوند کار او فعالیت په ټوله کې څېړي.

اورګانیزم : اورګانیزم په انګلیسي ژبه کې (**Organism**)، د لرغونې یوناني ژبې له (**organon**) څخه اخیستل شوی چې د «الې، وسیلې» مانا لري، او داسې ژوندي بدن ته وایي چې د خپلو ټولو خواصو له پلوه له غیر ژوندي توکي (مادې) څخه توپیر ولري. اورګانیزمونه د بیولوجۍ پوهنې د څېړنې یوه له مهمو موضوعګانو څخه ده. ژوندي اورګانیزمونه بېلابېل ډولونه لري چې هغه باکتریاوې، بوټي، ژوي، پوڅکۍ (مرخېړي) او ځینې نور دي.

پیرولیز : په انګلیسي کې (**Pyrolysis**)، دا ویي د لرغونې یوناني ژبې له (**πῦρ**) چې د «اور، تاو» او (**λύσις**) چې د «تجزیه، ټوټې کېدنه» په مانا دی، څخه اخیستل شوی دی. د عضوي او ګڼ شمېر غیرعضوي مرکبونو تودوخیزه (ترمیکي) تجزیه د پیرولیز په نامه یادیږي. یا د اکسیجن په کموالي سره د طبیعي عضوي مرکبونو تجزیې ته پیرولیز وایي. بل تعریف یې: ټول هغه مرکبونه چې د لوړې تودوخې پر مټ په لږ درنو مالیکولونو یا عنصرونو تجزیه شي د پیرولیز په نامه یادیږي.

میټالوترمي (Metallothermy) : د ډېرې لوړې تودوخې پر مټ د کیمیایي فعالو فلزونو په مرسته له مرکبونو څخه د فلزونو د نرۍ کولو او لاس ته راوړلو عملیې ته میټالوترمي وایي.

پولیمیرونه : پولیمیر د یوناني ژبې له «**Poly** » یانې «ډېر» او (**mer**) یانې «برخه» څخه اخیستل شوی دی. یا د یوناني ژبې له(**polymeris**) څخه چې «له ډېرو برخو جوړ شوی» مانا لري. پولیمیرونه هغه غیر عضوي او عضوي، امورفي او بلوري توکي دي چې له

«مونومیر کړیو» څخه جوړ وي او د کیمیایي یا همغږیزو اړیکو پر مټ له ماکرومالیکولونو څخه په اوږده ځنځیري بڼه سره یو ځای شوي وي . بل تعریف یې : پولیمیرونه هغه لوړ مالیکولي مرکبونه دي چې له یوه، دوو یا تر دې ډېرو کوچنیو مالیکولونو (کړیو) څخه جوړ وي او په خپل منځ کې د کیمیایي اړیکي پر مټ سره تړلي وي.

پولیمیر جوړېدنه (پولیمیریزېشن) : په انګلیسي کې (Polymerization)، پولیمیر جوړېدنه د یوناني ژبې له (polymeres) څخه اخیستل شوې چې «له ډېرو برخو جوړ شوی» مانا لري . پولیمیر جوړېدنه د پولیمیر په لویېدونکي مالیکول کې له فعالو مرکزونو سره د کوچني مالیکول لرونکي توکي (مونومیر، اولیګومیر) د مالیکولونو د ډېر ځلیزې یو ځای کېدنې له لارې د لوی مالیکول لرونکي توکي (پولیمیر) د جوړېدو بهیر ته وایي . د مونومیر مالیکول چې د پولیمیر په ترکیب کې ګډون لري مونومیري (جوړښتیزه) کړۍ ده . بل تعریف یې : پولیمیر جوړېدنه یا پولیمیریزېشن هغه کیمیایي تعامل دی چې په هغه کې کوشني او ساده مالیکولونه یا (مونومیر) له یو بل سره یو ځای کیږي او داسې لوی مالیکولونه جوړوي چې وزن یې د لومړیو کوشنیو مالیکولونو له وزن څخه څو ګرایه ډېر وي.

مونومیر : مونومیر د یوناني ژبې له (mono) یانې «یو» او (mer) یانې «برخه»، «یوه برخه» مانا لري. مونومیرونه هغه کوشني مالیکولونه دي چې کولای شي په خپل منځ کې سره یو ځای شي او د پولیمیریزېشن په تعامل کې پولیمیر جوړ کړي . د پولیمیري مالیکولونو په ترکیب کې تکرارېدونکې کړۍ (جوړښتیز واحدونه) هم د مونومیرونو په نامه یادیږي.

تروپوسفیر : تروپوسفیر په انګلیسي کې (**Troposphere**) د اتموسفیر ښکتنۍ برخه او د اتموسفیر تر ټولو ډېر خپرل شوی قشر دی، لوړوالی (پربړوالی) یې په قطبي برخو کې له ۸ تر ۱۰ کیلومترو او د استوا کرښې په برخه کې له ۱۲ تر ۱۸ کیلومترو دی.

د فلوجیستون نظریه : په انګلیسي کې (**Phlogiston theory**) . فلوجیستون د یوناني ژبې له(**phlogizein**) یانې «سوځول» او (**phlogistos**) یانې «اوراخیستونکی» په مانا دی. پر ۱۷ او ۱۸ زېږدي پېړۍ په کیمیا پوهنه کې داسې یوه تیوري یا نظریه وه چې ټول هغه توکي چې د سوځېدو وړ دي د فلوجیستون په نامه یو توکی په خپل ترکیب کې لري او د دې هر یو توکي د سوځېدو یا سره کېدو پر مهال د فلوجیستون توکی ترې جلا کیږي . د فلوجیستون نظریه یوه اټکلي او فرضي نظریه وه او ثبوت شوې نه وه، چې وروسته وتلي پرانسي کیمیاپوه «انتوان لاورینټ دې لاوېزیر» (۱۷۴۳- ۱۷۹۴) په خپلو اثارو کې رد کړه. «لاوېزیر» د ازمایښت او تجربې پر بنسټ د توکیو د سوځېدو او اکسایډ کېدو پر مهال د اکسیجن رول ثبوت کړ.

جادوګرې شمېرې (Magic number) : جادوګرې یا کوډګرې شمېرې په هسته یي فیزیک کې یو شمېر هغه جفتې شمېرې دي چې په اتومي هسته کې د نوکلیونونو (د پروټونونو او نیوترونونو ټولیز نوم) له شمېر سره برابرې وي او کوم یو قشر یې بشپړ ډک کړي. تر ۲۰۱۲ ز کاله ۷ جادوګرې شمېرې پېژندل شوې او هغه دادي: ۲، ۸، ۲۰، ۲۸، ۵۰، ۸۲ ، ۱۲۶ . وروستۍ شمېره یانې ۱۲۶ یوازې د نیوترونونو لپاره ده . هغه اتومي هستې چې د پروټونونو او\یا نیوترونونو جادوګره شمېره ولري د اړیکو ډېره انرژي لري او له همدې لامله یې د هستو (نوکلیډونو) په جدول کې تر نږدې ګاونډي هستو پایښت هم ډېر دی . هغه هستې چې دوه جادوګرې شمېرې ولري (دوه ځلي جادوګرې هستې) یو ځانګړی پایښت لري . په طبیعت کې دا لاندې دوه ځلي جادوګرې هستې شتون لري لکه $^{4}_{2}He^{2}$ ، $^{16}_{8}O^{8}$ ، $^{40}_{20}Ca^{20}$ ، $^{48}_{20}Ca^{28}$ ، $^{208}_{82}Pb^{126}$. څو نور د لنډ ژوند لرونکې جادوګرې هستې

(نوکلیډونه) هم شته او هغه دا
دي چې په مصنوعي ډول ${}^{8}_{2}He^{2}$,${}^{82}Sn^{50}$,${}^{50}_{50}Sn^{50}$,${}^{50}_{28}Ni^{28}$,${}^{28}_{28}Ni^{28}$,${}^{20}_{28}Ni^{28}$
لاس ته راغلي دي.

پوزیترون : پوزیترون د انګلیسي ژبې له (**positive**) څخه اخیستل شوی چې د «مثبت» مانا لري. پوزیترون د توکي بنسټیزه ذره ده، بربښنایي چارج یې ۱+ دی. د الکترون ضد ذره ده . په ضد توکي (**antimatter**) پورې اړه لري، سپین یې ۲/۱ دی، لیپټوني چارج یا شمېره (**lepton number**) یې ۱- ده، کتله یې د الکترون له کتلې سره برابره ده . له الکترون سره د پوزیترون د فنا تعامل پر مهال د دوی کتله د دوو (کله کله په دریو او تر دې زیاتو) ګاما -کوانتومونو په بڼه انرژۍ باندې بدلیږي.

میعان (تراکم، متراکم) : میعان مایع کېدو ته وایي . (په انګلیسي ژبه کې (**Condensation**)) ، په اصطلاح کې تر ټاکلیو فیزیکي او کیمیایي شرایطو لکه فشار او تودوخې لاندې په مایع توکي د یو ګاز توکي بدلېدل دي.

الکیل هالیډونه (هالوالکانونه) : الکیل هالیډونه هغه عضوي مرکبونه دي چې په خپل ترکیب کې د کاربون- هالوجین ترمنځ اړیکی ولري. بل تعریف یې : الکیل هالیډونه هغه عضوي مرکبونه دي چې په مالیکولونو کې یې د هالوجیني عنصرونو اتومونه شتون لري او دا اتومونه له هایډروکاربوني راډیکالونو سره اړیکي لري.

د ورتز تعامل (Wurtz reaction) : د سوډیم **Na** (کله کله د لیتیم **Li** یا پوتاسیم **K**) تر اغېز لاندې د الکیل هالیډونو داسې میعان، چې په پایله کې مشبوع هایډروکاربونونه جوړ کړي، د ورتز تعامل په نامه یادیږي. بل تعریف یې : د ورتز تعامل په عضوي کیمیا کې د جفتېدو هغه تعامل دی چې په بهیر کې یې یو الکیل هالیډ له سوډیم

فلز سره تعامل کوي او د کاربون-کاربون او سوډيم يو هاليډ اړيکی جوړوي. دا تعامل د پرانسي کيميا پوه «چارلز اډولف ورتز» (۱۸۱۷-۱۸۸۴) په وياړ نومول شوی دی.

کراون ايترونه (کراون مرکبونه) : په انګليسي کې (**Crown ethers**). دا هغه شمېر کيميايي مرکبونه دي چې په دوی کې د ايتري اړيکو حلقې يو په بل پسې تړلې وي. کراون مرکبونه په خپلو لړيو کې تر ۱۱ زيات اتومونه لري او له دغه شمېر څخه يې لږ تر لږه څلور اتومونه هيتيرواتومونه وي چې په خپل منځ کې سره تړلي وي.

هيتيرواتوم : هيتيرواتوم (**Heteroatom**) د لرغونې يوناني ژبې له (**heteros**) څخه اخيستل شوی چې د «بل» مانا لري. په عضوي کيميا کې د مرکب هر هغه اتوم چې د کاربون او هايډروجن اتوم نه وي د هيتيرواتوم په نامه يادېږي. د دې نومونې کارونه له دې کبله ده چې هر عضوي مرکب بايد د کاربون او هايډروجن ترمنځ **C—H** يو اړيکی ولري، او پر دې بنسټ د نورو عنصرونو اتومونه کېدای شي چې د «نورو»، «اضافي» په نامه ياد شي.

الکاليډ : الکاليډونه هغه مالګې دي چې د الکلي فلزونو يا الکلي خاورينو فلزونو انيونونه د انيون په توګه په خپل ترکيب کې ولري.

کلوروفيل : په انګليسي کې (**Chlorophyll**)، دا ويي د يوناني ژبې له (**chloros**) يانې «زرغون» او (**phyllon**) يانې «پاڼه» څخه اخيستل شوی. کلوروفيل د بوټيو زرغون رنګ دی چې د ده په مرسته بوټي د لمر د رڼا انرژي جذبوي او فوتوسينتېز ترسره کوي. يا دا چې، کلوروفيل د بوټيو هغه زرغونتوکي ته ويل کيږي چې د لمر د رڼا انرژي جذبوي او په کيميايي انرژي يې اړوي.

فوتوسينتېز : په انګليسي کې (**Photosynthesis**)، دا يو کيميايي بهير دی چې په زرغونو بوټيو، اوبړيو، او ډېرو باکټرياوو کې ترسره کيږي او د لمر د رڼا د انرژۍ د جذبولو په مرسته اوبه او کاربون ډای اکسايډ په اکسيجن او د بوټيو په خوراکتوکيو باندې بدليږي. **بل تعريف يې:** د لمر د رڼا د انرژۍ په کارېدو سره په زرغونو بوټيو او ځينو باکټرياوو کې د عضوي توکيو جوړېدو ته فوتوسينتېز وايي.

بيوجينيک عنصرونه : په انګليسي کې (**Biogenic Elements**)، بيوجينيک هغه کيميايي عنصرونه دي چې په دايمي ډول د اورګانيزمونو په ترکيب کې ګډون لري او د ژوند لپاره اړينې بيولوجيکي دندې سرته رسوي. دا عنصرونه لکه اکسيجن، کاربون، فاسفورس، نايټروجن او داسې نور د بيوجينيک عنصرونو له شمېر څخه دي. **بل تعريف يې:** بيوجينيک عنصرونه هغه توکي دي چې د مړو شويو اورګانيزمونو د تجزيه کېدو او ورستېدو په پايله کې راپيدا کيږي.

اوربيتال : د اوربيتال کمله د لاتيني ژبې له (**orbita**) څخه اخيستل شوې چې د «لار» مانا لري. اوربيتال په يو اتوم، ماليکوال او بل کوم کوانتومي سېستم کې د يو الکترون د څپه ييزې دندې بيانېدونکي حالت ته وايي. **بل تعريف يې:** اوربيتال د اتوم د هستې په شاوخوا کې هغې محدودې فضا ته وايي چې په هغې کې د الکترون د موندلو احتمال شتون لري. اوربيتال کېدای شي چې يو يا دوه الکترونونه ولري. الکترون په اتوم کې د هستې پر شاوخوا پر کومه کره کرښه - مدار باندې نه چورلي، بلکې د فضا يوه ټاکلې برخه يې نيولې وي. د ساري په توګه د هايډروجن په اتوم کې الکترون کېدای شي چې له ټاکلي احتمال سره هستې ته ډېر نږدې شي، يا هم په لرې واټن کې ترې قرار ولري.

هايبريډايزېشن : هايبريډايزېشن (**Hybridisation**) د يوه اتوم د اوربيتالونو د په خپل منځ کې ګډېدل او په همدغه شمېر د هايبريډي شويو اوربيتالونو رامنځته کېدل، چې يو ډول بڼې او انرژۍ ولري، د هايبريډايزېشن په نامه ياديږي.

کيميايي ظرفيت يا والينس : ظرفيت چې په انګليسي ژبه کې يې (**Valence**) بولي، د لاتيني ژبې له (**Valēns**) يا (**Valentia**) څخه اخيستل شوی چې د «ځواک» مانا لري. ظرفيت د کيميايي عنصرونو د اتومونو هغې وړتيا (قابليت) ته وايي چې کولای شي د نورو عنصرونو له ټاکلي شمېر اتومونو سره کيميايي اړيکي جوړ کړي. يا دا چې: ظرفيت د يوه کيميايي عنصر د اتومونو هغه خواص دي چې کولای شي د بل کيميايي عنصر د اتومونو ټاکلی شمېر له ځان سره يو ځای کړي.

سيليسايډونه : په انګليسي ژبه کې (**Silicides**) . له لږ الکتروني منفيت لرونکيو کيميايي عنصرونو (د قاعدې له مخې له فلزونو) سره د سيليکون **Si** عنصر مرکبونه د سيليسايډونو په نامه ياديږي.

سيلانونه : سيلانونه په انګليسي ژبه کې (**Silanes**) يا (د سيليکون هايډرايډونه)، له هايډروجن سره د سيليکون مرکبونه د سيلانونو په نامه ياديږي چې ټوليز فورمول يې Si_nH_{2n+2} دی.

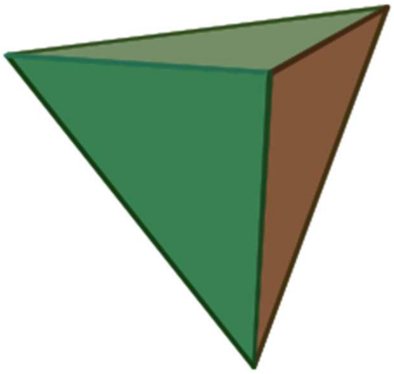
فلسفي ډبره (د جادو ډبره) : د جادو يا فلسفي ډبره، چې د فيلسوفانو اکسير، د ژوند اکسير، ستر اکسير او پېنځم عنصر په نومونو هم ياديږي، د منځنيو پېړيو د کيمياګرانو په بيانونو کې راغلی يو ډول کاشف توکی وو چې په مرسته به يې فلزونه په سرو زرو بدليدل او د ژوند اکسير د جوړولو لپاره به کارېده. د کيمياګرو په ليکنو او رسالو کې د فلسفي ډبرې سېمبول زياتره د «اوروبوروس» (**Ouroboros**) په نامه يو مار ښودل شوی چې خپله لکۍ خوري.

ترموډینامیک : په انګلیسي ژبه کې (**Thermodynamics**)، دا نوم د یونانۍ ژبې له (**therme**) یانې «تودوخه» او (**dynamis**) یانې «ځواک» څخه اخیستل شوې. ترموډینامیک د فیزیک یوه څانګه (پوهنه) ده چې د مایکروسکوپي فیزیکي سېستمونو، چې په ترموډینامیکي انډول کې شتون ولري، د ټولیزو خواصو او د دغو سېستمونو تر منځ یو بل ته د تېرېدو د بهیرونو په اړه بحث کوي. یا ترموډینامیک هغه پوهنه ده چې د انرژۍ د بدلونونو د قانونمندیو او قاعدو په اړه بحث کوي.

مالیکول : د مالیکول کلمه د نوې لاتیني ژبې له (**molecula**) د لاتیني ژبې له (**moles**) څخه اخیستل شوې چې د «کتلې» مانا لري. مالیکول له بربنښنايي پلوه یوه خنثا ذره ده چې له دوو یا تر دې زیاتو داسې اتومونو څخه جوړ شوی وي، چې په خپل منځ کې اشتراکي (کووالینسي، کووالینټ) اړیکي ولري. بل تعریف يې: مالیکول هغه کوچنۍ ذره ده چې له دوو یا تر دې زیات شمېر اتومونو څخه جوړ او کولای شي چې په خپلواک ډول شتون ولري . بل تعریف يې: مالیکول د یو توکي (د ساري په توګه د یو کیمیایي مرکب) هغه کوچنۍ ترینه ذره ده چې د همدغه توکي کیمیایي خواص ټاکي.

په فیزیک کې یو اتومه مالیکولونه هم مالیکولونه بلل کیږي، یانې خپلواک (چې کیمیایي اړیکي ونه لري) اتومونه هم مالیکولونه بلل کیږي، لکه د نجیبه ګازونو، سیمابو او داسې نورو کیمیایي عنصرونو یو اتومه مالیکولونه.

څلورمخیزی (څلور وجهي) : څلور مخیزی یا څلور وجهي په هندسه کې هغه شکل ته وایي چې له څلورو خواوو څلور مثلثونه ولري او په هر کونج کې يې درې څنډې سره یو ځای شوې او نښتې وي. د څلورمخیزي شکل څلور مخه، څلور لوړ (وتلي) کونجونه او شپږ څنډې لري.



انځور: د څلورمخیزي شکل څلور مخه، څلور لوړ کونجونه او شپږ څنډې لري

نیوکلیوټیډونه : نیوکلیوټیډونه (**Nucleotides**) د نیوکلیوزیډونو فاسفورسي ایترونه، نیوکلیوزیډفاسفاټونه دي . نیوکلیوټیډونه د نیوکلیک تېزابونو او ډېرو کوانزایمونو جوړوونکي واحدونه (ترکیبي برخې) دي.

نیوکلیک تېزابونه : نیوکلیک تېزابونه (**Nucleic acids**) هغه بیوپولیمیرونه دي چې په ټولو ژوندیو اورګانیزمونو کې د جینیټیکي مالوماتو د ساتنې او لېږدونې دنده لري، او د پروټینونو په بیوسینتېز کې برخه اخلي.

فاسفوپروټیېډونه : فاسفوپروټیېډونه هغه پېچلي توکي دي چې له پروټین او فاسفوریک اسیډ څخه جوړ وي . فاسفوپروټیېډونه د لویدونکیو او وده کوونکیو اورګانیزمونو لپاره غذایي توکي دي، د اورګانیزم د ودې لپاره اړین امینوتېزابونه جوړوي او په اورګانیزم کې د فاسفوریک اسیډ سرچینه ده.

فاسفولیپیډونه : فاسفولیپیډونه (**Phospholipids**) پېچلي شحمیات (لیپیډونه) دي، د ډېر اتومه الکولونو او لوړو غوړینو تېزابونو پېچلي ایسترونه دي. فاسفولیپیډونه هغه پېچلي شحمیات دي چې په خپلو مالیکولونو کې د فاسفوریک اسیډ پاتې شوې برخه ولري . د فاسفولیپیډونو په ترکیب کې گلیسیرین (یا د سفینگوزین په نامه امینوالکول)، غوړین تېزابونه، الډیهیډونه او نایټروجني مرکبونه هم گډون لري.

کوانزایمونه : په انگلیسي ژبه کې (**Coenzymes**)، کوانزایمونه هغه غیرپروټیني خو عضوي کوشني مالیکولونه دي چې د انزایمونو له یوې برخې جوړ شوي وي. کوانزایمونه غیرپروټیني مرکبونه دي چې د ځینو انزایمونو د فعال مرکز په ترکیب کې گډون لري. کوانزایمونه له اپوانزایم (**Apoenzyme**) سره په یو ځای کېدو کټالیستي فعاله مجموعه جوړوي چې د هولوانزایم(**Holoenzyme**) په نامه یادېږي.

انزایمونه : په انگلیسي ژبه کې (**Enzymes**)، د انزایم ویي د لاتیني ژبې له (**fermentum**) څخه اخیستل شوی چې د «خمیرې» مانا لري. انزایمونه هغه پروټینونه دي چې په ژوندیو اورگانیزمونو کې د کټالیست رول لوبوي. بل تعریف یې: انزایمونه هغه ځانگړي پروټیني کټالیستونه دي چې په ټولو ژوندیو ژوندینکو کې شتون لري. نږدې ټول هغه بیوکیمیایي تعاملونه چې په هر اورگانیزم کې ترسره کېږي او د ده میټابولیزم رانغاړي د انزایمونو پر مټ کټالیست کېږي (گړندي کېږي).

کټالیست یا کټالیز : په انگلیسي ژبه کې (**Catalysis, catalyst**) کټالیست هغه کیمیایي توکی دی چې تعامل گړندی کوي، خو دی پخپله د تعامل د توکیو په ترکیب کې گډون نه لري او په تعامل کې برخه نه اخلي.

محلول : محلولونه هغه متجانس سېستمونه دي چې له دوو یا تر دې زیاتو ترکیبي برخو څخه جوړ وي او ترکیب یې تر ټاکلیو بریدونو پورې کېدای شي بدلون ومومي. بل تعریف

يې: محلولونه هغه يو فازه سېستمونه دي چې له دوو يا زياتو ترکيبي برخو څخه جوړ وي. د مادې د حالتونو له پلوه محلولونه کېداى شي چې جامد وي، اوبلن (مايع) وي، يا گازي حالت ولري. د ساري په توگه، هوا يو گازي محلول دى، د گازونو يو متجانس مخلوط دى ؛ ودکا (الکول) يو مايع محلول دى، د څو توکيو يو مخلوط دى چې يو مايع فاز يې جوړ کړى؛ سمندري اوبه يو مايع محلول دى، د جامد توکي يانې مالگې او مايع توکي يانې اوبو يو مخلوط دى، چې يو مايع فاز يې جوړ کړى دى؛ ژېړ (برنج) يو جامد محلول دى، د دوو جامدو توکيو يانې مسو او جستو يو مخلوط دى چې يو جامد فاز يې جوړ کړى دى. د پيترولو (بينزينو) او اوبو مخلوط محلول نه دى، ځکه چې دا مايعات په خپل منځ کې يو بل نه شي حلولاى او په يو بل کې نه حليږي، له دې لامله د دوو مايع فازونو په ډول پاتې کيږي او ترمنځ يې د وېش بريد شتون لري. د محلولونو ترکيبي توکي خپل کمپېښنه خواص ساتي او په خپل منځ کې کيميايي تعاملونه نه کوي، پر دې بنسټ نوي مرکبونه هم نه شي جوړولاى. که چيرې دوه حجمه هايډروجن له يو حجم اکسيجن سره گډ کړو نو گازي (د گاز) محلول لاس ته راځي. که چيرې همدغه گازي محلول ته اور ورته کړو نو نوى توکى ترې جوړيږي او دا نوى توکى اوبه دي، اوبه بيا محلول نه شي گڼل کېداى. هغه ترکيبي توکى چې په محلول کې يې کچه (مقدار، اندازه) ډېره وي د حلوونکي توکي په نامه، او نور توکي يې د حلېدونکيو توکيو په نامه يادېږي.

يو اتومه اکسيجن : يو اتومه اکسيجن هغه اکسيجن ته ويل کيږي چې ماليکولونه يې په اتومونو تجزيه شوي (انفکاک شوي، وېشل شوي) وي. يانې هغه اکسيجن چې له ماليکونو څخه نه، بلکې له بېلو بېلو اتومونو څخه جوړ وي. يو اتومه اکسيجن د چونيا مافوق وړانگې تر اغېز لاندې د O_2 او O_3 ماليکولونو د تجزيې پر مهال جوړيږي.

ميکرواورگانيزمونه، يا ميکروبونه : ميکرواورگانيزمونه يا ميکروبونه د هغو ژونديو اورگانيزمونو ټولگه ده چې زښت ډېر کوشني دي او په سترگو نه ليدل کيږي.

مکرواورګانیزمونه نږدې په ټولو ځایونو کې شتون لري، د کوټې پر غولي، په هوا کې، په اوبو کې، د انسان د بدن پر پوست، په وېښتانو، او د انسان د بدن په دننه کې هم ژوند کوي. د میکروبیولوجۍ (**Microbiology**) په نامه پوهنه د دغو اورګانیزمونو څېړنه کوي.

کلاټراټ : کلاټراټونه د لاتیني ژبې له (**clathratus**) یانې «د جالۍ پر مټ ساتل شوی» مانا لري. په انګلیسي ژبه کې (**Clathrate**) . کلاټراټ هغه کیمیایي مرکب ته وایي چې داسې جالۍ (شبکه) ولري چې په هغې کې یې مالیکولونه رانیولي یا په اصطلاح په دام کې ښکېل کړي وي.

الومینایډونه : هغه کیمیایي عنصرونه چې له الومینیم سره مرکبونه جوړکړي د الومینایډونو په نامه یادېږي. د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول ډېری عنصرونه له الومینیم سره مرکبونه جوړولای شي.

ټیټاناټونه : د میټاټیټانیمي H_2TiO_3، اورتوټیټانیمي H_4TiO_4، او پولي ټیټانیمي $H_{2n}TimO_{2m+n}$ تېزابونو مالګې د ټیټاناټونو په نامه یادېږي.

بورایډونه یا بوریډونه : له فلزونو سره د بورون عنصر دوه ګوني مرکبونه د بورایډونو په نامه یادېږي. د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د ۱-۱۲ ګروپونو د ډېری عنصرونو همدا راز الومینیم بورایډونه پېژندل شوي دي.

منګناټونه : د منګانیز کیمیایي عنصر د هغو بې پایښته (ناپایدارو) اکسیجني تېزابونو، چې په خپلواک ډول شتون نه لري او د اکسایډ جوړولو۵، ۲، او ۷ درجې لري، مالګې د منګناټونو په نامه یادېږي.

لیګانډ : په انګریزي کې (**Ligand**) . لیګانډ د لاتیني ژبې له (**ligare**) **څخه اخیستل** شوی چې د «تړل» مانا لري. یا د لاتیني ژبې له (**ligo**) **څخه اخیستل** شوی چې د «تړم یې» په مانا دی. هغه اتوم، ایون یا مالیکول چې له کوم مرکز (اخیستونکي) سره تړلی وي د لیګانډ په نامه یادیږي. بل تعریف یې: په کیمیا کې لیګانډ هغه مالیکول یا ایون ته ویل کیږي چې له مرکزي فلز سره یې تړاو ټینګ کړی وي او مجموعي ترکیب ورکړي. یو بل تعریف یې: لیګانډونه په مجموعي مرکبونو کې هغو مالیکولونو یا ایونونو ته ویل کیږي چې له مرکزي اتوم (مجموعې جوړوونکي) سره اړیکي ولري.

د کتلې اتومي واحد : د کتلې اتومي واحد (په انګریزي کې: **unified atomic mass unit**) په لنډ ډول په انګریزي کې (**amu**) لیکل کیږي، د ډالټون (**dalton**) په نامه هم یادیږي چې سېمبول **Da** دی، او د کاربوني واحد په نامه هم یادیږي. د کتلې اتومي واحد د مالیکولونو، اتومونو، اتومي هستو او بنسټیزو ذرو د کتلو د مېچولو لپاره کاریږي. د کتلې اتومي واحد د کاربون کیمیایي عنصر د کاربون-۱۲ (^{12}C) ایزوټوپ د کتلې له لارې څرګندیږي او د دغه ایزوټوپ له یو پر دولسمه برخې ۱۲\۱ سره مساوي دی. مانا دا چې د کتلې یو اتومي واحد د کاربون د ^{12}C ایزوټوپ د کتلې له دولسمې برخې سره مساوي دی. د کاربون د اتوم ټوله کتله ۱۲ اتومي واحده ده . د اتوم هسته یې له ۱۲ نوکلیونونو (پروتونونو او نیوترونونو) څخه جوړه ده.

سیلیکاټونه : سیلیکاټونه او الوموسیلیکاټونه د مینرالونو یو لوی ګروپ دی . سیلیکاټونه پېچلی کیمیایي ترکیب لري او د ورته والي (ایزومورفیزم) له پلوه یو شمېر عنصرونه او مجموعې پکې د نورو عنصرونو او مجموعو ځایناستي کیږي. هغه کیمیایي عنصرونه چې د سیلیکاټونو په ترکیب کې ډېر شتون لري هغه سیلیکون **Si** ، اکسیجن O_2 ، الومینیم **Al** ، د وسپنې Fe^{2+} او Fe^{3+} ایونونه، مګنیزیم **Mg** ، منګانیز **Mn** ، کلسیم **Ca** ، سوډیم **Na** ، پوتاسیم **K** ، لیتیم **Li** ، بورون **B** ، بیریلیم **Be** ، زیرکونیم **Zr** ، ټیتانیم

Ti ، فلورین F_2 ، هایډروجن H_2 په دې $(OH)^-$ یا هم د اوبو H_2O په بڼه او د اسې نور دي. د سیلیکاټونو د مینرالي ډولونو ټولیز شمېر نږدې ۸۰۰ ته رسیږي. د ډېروالي له پلوه دوی د لیتوسفیر د مینرالونو څه د پاسه ۹۰ سلنه جوړه کړې ده.

د فلزونو کاربونیلونه : په انګریزي ژبه کې (**Metal carbonyls**) . د فلزونو کاربونیلونه له کاربون مونوکسایډ سره د لیګانډ په توګه د انتقالي فلزونو جوړېدونکې مجموعې دي. بل تعریف یې: د کاربون له اکسایډ سره د فلزونو مرکبونه د کاربونیلونو په نامه یادیږي. د ډېری انتقالي فلزونو کاربونیلونه پېژندل شوي دي. د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د ۶ ،۷او ۸ ګروپونو د فلزونو کاربونیلونه تر ټولو ډېر څېړل شوي دي.

الکلي یا القلي : الکلي (په عربي ژبه کې قلوي) . الکلي د عربي ژبې له القالي څخه اخیستل شوې چې د «مالګین بوټي» چې په لاتیني ژبه کې یې «**Sálsola**» بولي، په مانا دی. د الکلي، الکلي خاورینو فلزونو هایډروکسایډونه د الکلي او الکلیو په نامه یادیږي . الکلي داسې بازونه (بنسټونه) دي چې په اوبو کې ښه حلیږي. د الکلیو د جلا کېدو (تفکیک) پر مهال د OH^- ایون او د فلز کتیون جوړیږي.

بېتا– تجزیه (β–تجزیه) : د هستې د رادیواکتیفي تجزیې یو ډول دی چې په دوو ډولونو β^- او β^+ سره رامنځ کیږي. که چیرې له یوې تجزیې سره هممهال الکترون او انتي نیترینو خوشي شي نو دا تجزیه د بېتا-منفي-تجزیې (β^-) په نامه یادیږي. که چیرې له یوې تجزیې سره هممهال پوزیترون او نیترینو خوشي شي نو دا تجزیه د بېتا-مثبت-تجزیې (β^+) په نامه یادیږي.

الکتروني اشغال : الکتروني اشغال د اتومي هستو د بېتا- تجزیې یو ډول دی. د الکتروني اشغال پر مهال د هستې له پروتونونو څخه یو پروتون اوربیتالي الکترون نیسي او په نیوترون باندې بدلیږي او الکتروني نیوترینو (**Neutrino**) خوشي کوي. پر دې

مهال د هستې چارج د یو واحد په اندازه کمیږي. د هستې د کتلې شمېره (لمبر)، لکه د بېتا - تجزیې په نورو ټولو ډولونو کې بدلون نه مومي. دا بهیر په هغو هستو کې رامنځته کیږي چې ډېر او پرېمانه پروتونونه ولري. که چیرې د زېږوونکي اتوم او زېږول شوي اتوم ترمنځ انرژیکي توپیر (د بېتا-تجزیې د لاسرسي انرژي) تر ۱,۰۲۲ میګاالکترون ولټه (**MeV**) زیات وي (د الکترون کتله دوه ګرایه شوې)، نو الکتروني اشغال تل د بېتا- تجزیې له بل ډول، پوزیتروني تجزیې سره سیالي کوي.

پوزیتروني تجزیه : پوزیتروني تجزیه د بېتا- تجزیې یو ډول دی، چې کله کله د «بېتا- مثبت - تجزیې» (**β^+** -تجزیه)، «د پوزیترونونو خوشي کېدنه» یا «پوزیتروني خوشي کېدنه، ازادېدنه» په نومونو هم یادیږي . په **β^+** بېتا-مثبت-تجزیه کې د هستې له پروتونونو څخه یو پروتون د کمزوري دوه اړخیز فعالیت (تعامل) لامله په نیوترون، پوزیترون او الکتروني نیوترینو (**Neutrino**) باندې بدلیږي . ډېری ایزوټوپونه پوزیترونونه خوشي کوي، له دې شمېر څخه د کاربون-۱۱، نایټروجن-۱۳، اکسیجن- **۱۵**، فلورین- ۱۸، او ایوډین-۱۲ ایزوټوپونه هم پوزیترونونه خوشي کوي. د ساري په توګه په لاندې معادله کې د **β^+** بېتا-مثبت-تجزیې پر مټ د کاربون-۱۱ ایزوټوپ په بورون-۱۱ ایزوټوپ باندې بدل شوی، چې هممهال یې د **e^+** پوزیترون او **ν_e** الکتروني نیوترینو خوشي کړي دي:

$$^{11}\mathrm{C} \rightarrow {}^{11}\mathrm{B} + e^+ + \nu_e.$$

نیوترینو : په انګریزي ژبه کې (**Neutrino**) . له نیوترون (**Neutrone**) څخه اخیستل شوې چې د نیوترونګي (کوشني نیوترون) په مانا دی او هغه بنسټیزه بې چارجه (خنثا) ذره ده چې نیم بشپړ سپین (**Spin**) لري او یوازې په کمزوریو جاذبې او هغو تعاملونو کې برخه اخلي چې د لیپټونونو (**Lepton**) په ډلې پورې اړه لري. د لږ انرژۍ نیوترینو له توکي سره زښت ډېر کمزوری تعامل کوي. د ساري په توګه هغه نیوترینو چې له **۳** تر ۱۰ میګاالکترون

ولټه (MeV) انرژي لري په اوبو کې يې د خپلواکې منډې اوږدوالی يا واټن 10^{18} ايکسامتره (Em) دی (ياني نږدې ۱۰۰ نوري کاله). دا هم مالومه شوې چې د ځمکې له يوه سانتي مترمربع ډګر څخه په هره ثانيه کې نږدې $6 \cdot 10^{10}$ نيوترينو تېرېږي او دا نيوترينو لمر خوشي کوي. نيوترينو د انسان پر بدن کوم اغېز نه لري.

نوري کال : نوري کال د اوږدوالي د مېچولو واحد دی او يو نوري کال له هغه واټن سره مساوي دی چې رڼا (نور) يې په يوه کال کې وهي. د ستورپوهنې د نړيوالې اتحاديې (MAC, IAU) ډېر کره تعريف يې داسې دی. يو نوري کال له هغه واټن سره مساوي دی چې رڼا يې په خاليګا (تشه) کې پرته د جاذبې له اغېزه په يوه جوليني کال (Julian year) يانې **۳۶۵,۲۵** ستاندارتو شواروزو کې وهي. همدا دويم تعريف يې د دې لپاره سلا شوی چې په پوهنيزو- مالوماتي اثارو کې ترې کار واخيستل شي.

کيلاټونه يا کيلاټي مرکبونه : کيلاټ د لاتيني ژبې له (chelate) څخه اخيستل شوی چې د «پنجلې، د چنګاښ پنجله» په مانا دی. کيلاټونه هغه مجموعي مرکبونه دي چې د فلزونو له ايونونو سره د پولي ډينټاټ ليګانډونو (Polydentate ligands) د تعامل په پايله کې جوړيږي.

ماګما : په انګريزي ژبه کې (Magma)، د يوناني ژبې له (μάγμα) څخه اخيستل شوې چې د «ټينګ ملهم» مانا لري. ماګما هغه طبيعي ويلې شوي اوبلن توکي دي چې تر ځمکې لاندې، د ځمکې په پاسني کلک قشر يا هم د پاسني منټل قشر په ژورو کې جوړيږي. ماګما له ځمکې څخه د اورشيندو غرونو پر مخ راوزي، چې لاوا (Lava) نوميږي، بهيږي او کله چې سړه شي نو جامد حالت خپل کړي. له دغو توکيو څخه د ډېرو کلونو په تېرېدو سره ماګمايي غرنۍ ډبرې جوړيږي.

د سرو اوبو دوره وهنه یا څرخېدنه : د سرو اوبو دوره وهل یا هایډروترمال سیرکولېشن (Hydrothermal circulation) هغه دننۍ جیولوجیکي پروسې دي چې د ځمکې د پاسني کلک قشر په لړه او ډېره ژورتیا کې په لوړو فشارونو سره د سرو اوبو د محلولونو په ګډون ترسره کیږي، مینرالونه او کاني ډبرې جوړوي او یا پکې بدلونونه راولي.

هایډرومیټالورجي : هایډرومیټالورجي (Hydrometallurgy) د یوناني ژبې له (hydor) یانې «اوبه» او (metallurgeo) یانې «فلزونه چاڼم، فلزونه نړه کوم» څخه اخیستل شوې. د ټاکلیو توکیو (کیمیایي کاشفو) د اوبو د محلولونو پر مټ له کاني ډبرو، ټینګتوکیو (کونسنتراتونو) او تولیدي پوسو څخه د فلزونو جلا کول یا راایستل د هایډرومیټالورجي په نامه یادیږي.

سپین سره زر : سپین سره زر له آره یو ګډوله فلز دی چې له سرو زرو سره د نورو داسې فلزونو لکه پلاتینو، پالاډیم یا نیکلو په ګډولو او یوځای ویلي کولو سره جوړیږي او په پایله کې سرو زرو ته سپین رنګ ورکوي. سپین سره زر زیاتره په زرګرۍ کې د واده کړۍ، ګوتمۍ، امیل او نورې ګاڼې په جوړولو کې کاریږي.

الکترولیتونه : الکترولیتونه هغه محلولونه یا ویلي شوي توکي دي چې د برېښنايي بهیر د تېرولو وړتیا لري. ویلي شوې مالګې، اکسایډونه، یا هایډروکسایډونه، د مالګو، تېزابونو محلولونه یا بنسټونه (بازونه) په قطبي توکیو، د ساری په توګه په اوبو کې، د الکترولیتونو په شمېر کې راځي. جامد الکترولیتونه هم پېژندل شوي دي. هغه توکي چې په محلولي یا ویلي شوي حالت کې د برېښنا بهیر نه شي تېرولای د ناالکترولیتونو (برېښنا نه تېروونکیو) په نامه یادیږي.

الکترودونه : الکترودونه هغه ټکي دي چې له دوی څخه برېښنايي بهير يو جسم ته تېرېږي. يا الکترودونه هغه برېښنايي مزي دي چې د برېښنا تېرولو وړتيا لري او له ايوني برېښنا تېروونکي (الکتروليت) سره په تماس کې وي. برېښنا تېروونکی (الکتروليت) کېدای شي چې ايوني مايع، ايوني شوی ګاز يا جامد الکتروليت وي.

انود : انود د کومې الې هغه الکترود ته وايي چې د برېښنايي سرچينې له مثبت قطب سره تړل شوی وي. د انود برېښنايي ځواک د کتود د برېښنايي ځواک په نسبت مثبت دی.

کتود : کتود د کومې الې هغه الکترود ته وايي چې د برېښنايي سرچينې له منفي قطب سره تړل شوی وي.

ميلي متر : ميلي متر د اوږدوالي د مېچولو واحد دی چې د يو متر له ۱۰۰۰\۱ برخې سره مساوي دی. مانا يو ميلي متر د يو متر له زرمې برخې سره مساوي دی. ميلي متر په لنډ ډول پر نړيوال کچ د انګريزي ژبې په (mm) توري سره ښودل کېږي.

سانتي متر : سانتي متر د مېچولو په بېلابېلو ميتريکو سېستمونو کې د اوږدوالي واحد دی چې له ۰،۰۱ متر سره مساوي دی، مانا يو سانتي متر د يو متر له سلمې برخې سره مساوي دی.

مترمکعب : مترمکعب د حجم د مېچولو واحد دی او د داسې يو مکعب له حجم سره مساوي دی چې هره څنډه (ضلع) يې يو يو متر وي. پر نړيوال کچ په $M^{۳}$ توري سره ښودل کيږي. يو مترمکعب پاکې او نرۍ اوبه د تودوخې په ۳،۹۸ س. ګ درجو او په عادي اتموسفيري (۱۰۱،۳۲۵ کيلوپاسکال kPa) فشار کې پوره ۱۰۰۰ کيلوګرامه کتله لري چې له يو ټن سره مساوي دي. د تودوخې په صفر درجه يانې کنګل کېدو سره يو مترمکعب اوبه تر ۹۹۹،۹۷۲ کيلوګرامو لږ څه سپکې وي.

سانتي مترمکعب : سانتي مترمکعب د حجم د مېچولو واحد دی چې د یو مترمکعب له یو میلیونمې برخې سره مساوي دی. مانا دا چې یو مترمکعب مساوي دی له یومیلیون سانتي مترمکعب سره.

لیتر : په انګریزي کې (litre) د لیتر ویې له آره د لاتیني ژبې له (litra) څخه اخیستل شوی، چې د ظرفیت کچه (اندازه، مقدار) مانا لري. لیتر د حجم او ځایښت د مېچولو متریک واحد دی چې له یو ډیسي مترمکعب سره مساوي دی. یانې: ۱ л = ۱ дм³ = ۰,۰۰۱ м³. په بله وینا یو لیتر د یو مترمکعب له زرمې برخې سره مساوي دی. یو لیتر له هغه حجم لرونکي مکعب سره مساوي دی چې هره څنډه یې ۱۰ سانتي متره اوږدوالی ولري. یو لیتر اوبه د تودوخې په ۴ س. ګ درجو کې تخمینن له یو کیلوګرام کتلې سره مساوي دي.

درېګونی ټکی : درېګونی ټکی هغه تودوخه او فشار دی چې په هغه کې یو توکی کولای شي په مساوي وزن سره په درېو حالتونو جامد، مایع او ګاز کې شتون ولري. په همدغه درېګوني ټکي کې د ویلي کېدو، اېشېدو او براسېدو، تصعید (سوبلیمېشن) لیکې سره یو ځای کیږي.

نانومتر : نانومتر د واحدونو په نړیوال سېستم کې د اوږدوالي د مېچولو واحد دی چې د یو متر له میلیاردمې برخې سره مساوي دی. یانې په دې ډول ښودل کیږي 10^{-9} (10^{-9}). د نانومتر لپاره پر نړیوال کچ په لنډ ډول د (nm) توري کاریږي. د نانومتر زوړ او پخوانی نوم میلي میکرون وو چې په (MMK) توریو سره به ښودل کېده.

ایوپاک : د تیوریکي او عملي کیمیا نړیواله ټولنه (اتحادیه) چې د انګریزي نامه لنډه بڼه یې (IUPAC) دی، د لنډون لپاره ډېری مهال د همدې «ایوپاک» په نامه یادیږي. د ایوپاک ټولنه یوه ناحکومتي معتبره نړیواله ټولنه ده چې د کیمیا په ځانګه کې له ودې او

پرمختګ سره مرسته کوي. دا ټولنه پر ۱۹۱۹ ز کال جوړه شوې او د نړۍ د ۴۴ هېوادو پوهنيزې ټولنې او موسسې يې غړيتوب لري چې په دې شمېر کې د پوهنو اکاډمۍ هم دي. دا ټولنه د پوهنيزو اتحاديو د نړيوالې جرګې غړې ده. همدا راز د نړۍ له ۲۱ هېوادو څخه ۱۷۲ صنعتي شرکتونه، د کيميا په څانګه او له کيميا سره تړليو پوهنځانګو نږدې ۳۴ نړيوالې اتحاديې د ايوپاک غړيتوب لري. دا نړيواله ټولنه ۷ دايمي کومېټې لري، ټولې ۸۰ څانګې لري، چې له بېلابېلو هېوادو څخه پکې ۱۵۰۰ څانګپوهان کار کوي او دا څانګپوهان د ۳۵۰ نړيوالو پروژو چارې پر مخ بيايي. د ايوپاک ټولنې مرکزي دوتر د انګلستان په اکسفورد ښار کې دی. د دې ټولنې د مشرتابه لوړترين اورګان ايوپاک-جرګه ده چې په هرو دوو کالو کې يو ځل د عمومي اسامبلې غونډه جوړوي او په دغه اسامبله کې د دوو کالو په موده د ټولنې رئيس ټاکل کېږي.

د ايوپاک بنسټيزه دنده د پوهنيزو څېړنو همغږي کول، چې نړيواله همغږي غواړي، د کيميايي توکيو د نومښودنې د ټوليزو پرنسيپونو او قاعدو طرحه کول، د ترمينالوجۍ، سېمبولونو، د مېچولو واحدونو جوړول، چې په کيميا کې کارېږي، د پوهنيزو څېړنو لپاره د ستاندارتي مېتودونو جوړول او داسې نورو چارو سرته رسول دي.

ايوپاک د کنفرانسونو، نورو نړيوالو غونډو، کميسيونونو د کاري لاسوندونو کتابونه چاپوي، د کيميا په څانګه کې د نومښودنې قاعدې، مونوګرافونه، لارښودونه، جدولونه، د ساري په توګه د کيميايي عنصرونو دوره يي جدول، کره شوې اتومې کتلې او داسې نور چاپوي. ايوپاک د «تيوريکي او عملي کيميا»، «نړيواله کيميا» په نومونو مجلې چاپوي. تر ۱۹۷۹ ز کاله د دې ټولنې له خوا «د کيميايي بدلون نړيوال خبرونه» په نامه هم مجله چاپېدله.

د سي اې اېس (CAS) شمېره: د سي اې اېس شمېره، چې د «کاس» شمېرې په نامه هم يادېږي، د کيميايي عنصرونو، کيميايي مرکبونو، پوليميرونو، امينوتېزابونو،

مخلوطونو، ګډوله فلزونو او نورو د پېژندنې د ثبت شمېره ده چې د امریکا متحدو ایالتونو د کیمیایي ټولنې (American Chemical Society) د کیمیا د خلاصه خدماتو څانګې (Chemical Abstracts Service, CAS) له خوا ورکول کیږي. د امریکا متحدو ایالتونو د کیمیایي ټولنې، د کیمیایي خلاصه خدماتو څانګه ټولو هغو کیمیایي توکیو ته دا ځانګړې شمېره ورکوي، چې کوم مهال په کتابونو کې راڅرګند شوي وي. د کیمیا د خلاصه خدماتو څانګې (CAS) د ۲۰۱۴ ز کال د مې میاشتې تر ۲ نېټې د مالوماتو بنسټ یا (مالوماتو بانک) کې نږدې ۸۷ میلیونه توکي راټول کړي او هره ورځ نږدې ۱۵ زره نوي توکي پرې ورا اضافه کیږي او ثبتیږي.

کالکوفیل عنصرونه : د ناروېژي جیوکیمیاپوه «و. م. ګولډشمیډټ» له ډلبندۍ سره سم، کالکوفیل عنصرونه هغه کیمیایي عنصرونه دي چې د ځمکې په پاسني کلک قشر او «میټیوریټ» اسماني ډبرو کې د سولفیډونو په بڼه شتون لري. په دې شمېر کې دا عنصرونه ګډون لري لکه : S, Cu, Zn, Ga, Ge, As, Se, Ag, Cd, In, Sn, Sb, Te, Hg, Tl,Pb, Bi, Po . د دې عنصرونو بهرنی الکتروني قشر بشپړ شوی نه دی.

میلي متر سیماب : میلي متر سیماب د فشار د مېچولو واحد دی چې یو میلي متر سیماب له ۱۳۳,۳۲۲ ۳۶۸ ٤ ≈ ۷۶۰ / ۱۰۱ ۳۲۵ پاسکال سره مساوي دی. د میلي متر سیماب درجه کله کله د (Torr) په نامه یادیږي. میلي متر سیماب پر نړیوال کچ په لنډ یا مخفف ډول په دې (mm Hg) توریو سره ښودل کیږي.

انټیمونیډونه : له فلزونو سره د انټیموني Sb کیمیایي عنصر مرکبونه د انټیمونیډونو په نامه یادیږي. د ساري په توګه ګالیم انټیمونیډ GaSb ، انډیم انټیمونیډ InSb ، سټیبین H_3Sb (له هایډروجن سره د انټیموني مرکب) او داسې نور.

د براس یا تبخیر تودوخه : د براسېدو (تبخیر) تودوخه هغې اړینې انرژۍ ته وایي چې د هغې پر مټ یو اوبلن توکی په ګاز حالت باندې بدل شي. د براس یا تبخیر د مېچولو واحد جول پر مول دی، چې په انګریزي ژبه کې داسې ښودل کیږي: ($J/mol, J\cdot mol^{-1}$).

تر یورانیم وروسته عنصرونه : تر یورانیم وروسته عنصرونو (**Transuranium elements**) څخه موخه هغه عنصرونه دي چې د کیمیایي عنصرونو په دوره یي جدول کې تر یورانیم یانې تر **۹۲** شمېرې عنصر وروسته راغلي دي. دا عنصرونه ټول بې پایښته (ناپایدار) دي، هسته یې تجزیه لري او په نورو عنصرونو باندې بدلیږي. دا عنصرونه نیپتونیم، پلوتونیم، امریسیم، کیوریم، بیرکیلیم، کالیفورنیم، اینشټینیم، فیرمیم، مندلیفیم، نوبیلیم، لاورینسیم، رادرفورډیم، دوبنیم، سیبورګیم، بوریم، هاسیم، مایټنریم، دارمشتاډیم، رونټګینیم، کوپرنیسیم، اونونټریم، فلیروویم، اونون پنټیم، لیورموریم، اونون سیپټیم او اونون اکتیم دي.

په خپل سر تجزیه : په خپل سر تجزیه د درنو رادیواکتیفي هستو د تجزیې یو ډول دی چې یوازې په ډېرو درنو کیمیایي عنصرونو کې لیدل کیږي او په بهیر کې یې درنه هسته په یوه سپکه هسته او څو بنسټیزو ذرو وېشل کیږي. دا تجزیه پرته له کوم بهرني فشاره او اغېزه رامنځته کیږي.

اخځلیک

۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Химический_элемент
۲. http://ru.wikipedia.org/wiki/Цицерон
۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Овидий
۴. http://ru.wikipedia.org/wiki/Гораций
۵. http://ru.wikipedia.org/wiki/Бойль,_Роберт
۶. http://ru.wikipedia.org/wiki/Корпускула
۷. http://ru.wikipedia.org/wiki/Лавуазье,_Антуан_Лоран
۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Дальтон,_Джон
۹. http://ru.wikipedia.org/wiki/Берцелиус,_Йёнс_Якоб
۱۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Карлсруэ
۱۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Мозли,_Генри
۱۲. http://ru.wikipedia.org/wiki/Чедвик,_Джеймс
۱۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Трансурановые_элементы
۱۴. http://ru.wikipedia.org/wiki/Остров_стабильности
۱۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Neptunium
۱۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Geosphere
۱۷. http://ru.wikipedia.org/wiki/Земная_кора
۱۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Кларковое_число
۱۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Mantle_(geology)
۲۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Мантия_Земли
۲۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Ядро_Земли
۲۲. http://universal_ru_en.academic.ru/۲۳۲۳۰۲۰/радиогенный_элемент
۲۳. http://dic.academic.ru/dic.nsf/atom/۹۲۹
۲۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Supernova
۲۵. http://ru.wikipedia.org/wiki/Звёздный_нуклеосинтез
۲۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Allotropy
۲۷. http://ru.wikipedia.org/wiki/Периодическая_система_элементов
۲۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Дёберейнер,_Иоганн_Вольфганг
۲۹. http://ru.wikipedia.org/wiki/Шанкуртуа,_Александр_Эмиль
۳۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Мейер,_Лотар
۳۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/ИЮПАК
۳۲. http://ru.wikipedia.org/wiki/Катион
۳۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Щелочные_металлы
۳۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Orthoclase

۳۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Feldspar
۳۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Aluminosilicate
۳۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Albite
۳۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Sylvite
۳۹. http://ru.wikipedia.org/wiki/Сильвинит
۴۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Polyhalite
۴۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Sodium_peroxide
۴۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Sodium_superoxide
۴۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Щёлочноземельные_металлы
۴۴. http://www.qamosona.com/j/
۴۵. http://ru.wikipedia.org/wiki/Переходные_металлы
۴۶. http://ru.wikipedia.org/wiki/Постпереходные_металлы
۴۷. http://ru.wikipedia.org/wiki/Полуметаллы
۴۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Glenn_T._Seaborg
۴۹. http://ru.wikipedia.org/wiki/Сиборг,_Гленн_Теодор
۵۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Суперактиноиды
۵۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Неметаллы
۵۲. http://ru.wikipedia.org/wiki/Галогены
۵۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Henri_Moissan
۵۴. http://ru.wikipedia.org/wiki/Анри_Муассан
۵۵. http://www.qamosona.com/j/Neologism Dictionary [M. A. Zeyar]
۵۶. http://ru.wikipedia.org/wiki/Семёнов,_Николай_Николаевич_(учёный)
۵۷. http://ru.wikipedia.org/wiki/Инертные_газы
۵۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Бартлетт,_Нил
۵۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Neil_Bartlett_(chemist)
۶۰. http://en.wikipedia.org/wiki/LZ_۱۲۹_Hindenburg
۶۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Лантаноиды
۶۲. http://ru.wikipedia.org/wiki/Санкт-Петербургский_государственный_университет
۶۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Щукарев,_Сергей_Александрович
۶۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Ytterby
۶۵. http://ru.wikipedia.org/wiki/Гадолин,_Юхан
۶۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Martin_Heinrich_Klaproth
۶۷. http://ru.wikipedia.org/wiki/Клапрот,_Мартин_Генрих
۶۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Берцелиус,_Йёнс_Якоб
۶۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Ceres_(dwarf_planet)
۷۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Воклен,_Луи_Никола
۷۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Carl_Gustaf_Mosander

۷۲. http://ru.wikipedia.org/wiki/Мосандер,_Карл_Густав
۷۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Галиссар_де_Мариньяк,_Жан_Шарль
۷۴. http://ru.wikipedia.org/wiki/Клеве,_Пер_Теодор
۷۵. http://ru.wikipedia.org/wiki/Скандинавия
۷۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Stockholm
۷۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Paul-Émile_Lecoq_de_Boisbaudran
۷۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Лекок_де_Буабодран,_Поль_Эмиль
۷۹. http://ru.wikipedia.org/wiki/Самарский-Быховец,_Василий_Евграфович
۸۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Ауэр_фон_Вельсбах,_Карл
۸۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Демарсе,_Эжен_Анатоль
۸۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Georges_Urbain
۸۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Париж
۸۴. http://ru.wikipedia.org/wiki/Лютеция_(Париж)
۸۵. http://www.physchem.chimfak.rsu.ru/Source/History/Persones/Noddack-Tacke.html
۸۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Prometheus
۸۷. http://ru.wikipedia.org/wiki/Прометей
۸۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Апатит
۸۹. http://ru.wikipedia.org/wiki/Барит
۹۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Гранит
۹۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Базальт
۹۲. http://ru.wikipedia.org/wiki/Пироксенит
۹۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Андезит
۹۴. http://ru.wikipedia.org/wiki/Глина
۹۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Lupinus
۹۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Vaccinium_myrtillus
۹۷. http://ru.wikipedia.org/wiki/Траванкор
۹۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Урал
۹۹. http://ru.wikipedia.org/wiki/Греческий_алфавит
۱۰۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Актиноиды
۱۰۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Eugène-Melchior_Péligot
۱۰۲. http://ru.wikipedia.org/wiki/Вёлер,_Фридрих
۱۰۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Тор_(мифология)
۱۰۴. http://ru.wikipedia.org/wiki/Склодовская-Кюри,_Мария
۱۰۵. http://ru.wikipedia.org/wiki/Дебьерн,_Андре-Луи
۱۰۶. http://ru.wikipedia.org/wiki/Актиний-۲۲۷
۱۰۷. http://ru.wikipedia.org/wiki/Ган,_Отто
۱۰۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Мейтнер,_Лиза
۱۰۹. http://ru.wikipedia.org/wiki/Ферми,_Энрико

۱۱۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Макмиллан,_Эдвин_Маттисон
۱۱۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Абельсон,_Филипп_Хауге
۱۱۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Chicago_Pile-۱
۱۱۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Гиорсо,_Альберт
۱۱۴. http://ru.wikipedia.org/wiki/Эйнштейн,_Альберт
۱۱۵. http://ru.wikipedia.org/wiki/Атомные_бомбардировки_Хиросимы_и_Нагасаки
۱۱۶. http://ru.wikipedia.org/wiki/Флёров,_Георгий_Николаевич
۱۱۷. http://ru.wikipedia.org/wiki/Оук-Ридж
۱۱۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Фаянс,_Казимир
۱۱۹. http://www.translatorscafe.com/cafe/RU/units-converter/density/۴-۸/грамм_на_кубический_сантиметр-миллиграмм_на_кубический_миллиметр/
۱۲۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Водород
۱۲۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Hydrogen
۱۲۲. http://ru.wikipedia.org/wiki/Производство_водорода
۱۲۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_hydrogen
۱۲۴. http://ru.wikipedia.org/wiki/Изотопы_водорода
۱۲۵. http://ru.wikipedia.org/wiki/Двигатель_Стирлинга
۱۲۶. http://ru.wikipedia.org/wiki/Нильс_Бор
۱۲۷. http://ru.wikipedia.org/wiki/Атом_водорода
۱۲۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Pierre_Janssen
۱۲۹. http://ru.wikipedia.org/wiki/Жансен,_Пьер_Жюль_Сезар
۱۳۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Гелий
۱۳۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Norman_Lockyer
۱۳۲. http://ru.wikipedia.org/wiki/Локьер,_Джозеф_Норман
۱۳۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Edward_Frankland
۱۳۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Helium
۱۳۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Laurus_nobilis
۱۳۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Apollo
۱۳۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Luigi_Palmieri
۱۳۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Пальмиери,_Луиджи
۱۳۹. http://ru.wikipedia.org/wiki/Рамзай,_Уильям
۱۴۰. http://en.wikipedia.org/wiki/William_Crookes
۱۴۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Крукс,_Уильям
۱۴۲. http://ru.wikipedia.org/wiki/Бертло,_Марселен
۱۴۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Клеве,_Пер_Теодор
۱۴۴. http://ru.wikipedia.org/wiki/Камерлинг-Оннес,_Хейке
۱۴۵. http://ru.wikipedia.org/wiki/Капица,_Пётр_Леонидович

۱۴۶. http://ru.wikipedia.org/wiki/Гейзенберг,_Вернер
۱۴۷. http://ru.wikipedia.org/wiki/Литий
۱۴۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Johan_August_Arfwedson
۱۴۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Humphry_Davy
۱۵۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Leopold_Gmelin
۱۵۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Силицид_лития
۱۵۲. http://easychem.org/ru/main
۱۵۳. http://www.cesium.ru/production.php?cid=۱
۱۵۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Lithium_stearate
۱۵۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Lithium
۱۵۶. http://ru.wikipedia.org/wiki/Бериллий
۱۵۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Beryllium
۱۵۸. http://www.translatorscafe.com/cafe/RU/units-converter/pressure/۸-۲۸/гектопаскаль-килограмм-сила_на_кв___миллиметр/
۱۵۹. http://www.ngpedia.ru/id۰۷۶۳۸۸p۱.html
۱۶۰. http://www.chemicalelements.com/elements/be.html
۱۶۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Бор_(элемент)
۱۶۲. http://ru.wikipedia.org/wiki/Гей-Люссак,_Жозеф_Луи
۱۶۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Дэви,_Хэмфри
۱۶۴. http://www.chemicalelements.com/elements/b.html
۱۶۵. http://www.chemicalelements.com/elements/li.html
۱۶۶. http://www.chemicalelements.com/elements/he.html
۱۶۷. http://www.chemicalelements.com/elements/h.html
۱۶۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Шееле,_Карл_Вильгельм
۱۶۹. http://ru.wikipedia.org/wiki/Углерод
۱۷۰. http://dic.academic.ru/dic.nsf/es/۸۸۸۶۳/СОЛОВЬЕВ
۱۷۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Аллотропия_углерода
۱۷۲. http://ru.wikipedia.org/wiki/Алмаз
۱۷۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Графен
۱۷۴. http://ru.wikipedia.org/wiki/Графит
۱۷۵. http://ru.wikipedia.org/wiki/Лонсдейлит
۱۷۶. http://ru.wikipedia.org/wiki/Наноалмаз
۱۷۷. http://ru.wikipedia.org/wiki/Фуллерен
۱۷۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Углеродное_волокно
۱۷۹. http://ru.wikipedia.org/wiki/Углеродные_нановолокна
۱۸۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Активированный_уголь
۱۸۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Пиролиз
۱۸۲. http://ru.wikipedia.org/wiki/Тунгусский_метеорит

۱۸۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Charoite
۱۸۴. http://ru.wikipedia.org/wiki/Активный_уголь
۱۸۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Pentacarbon_dioxide
۱۸۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Hexahydroxybenzene_trisoxalate
۱۸۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Carbon_subsulfide
۱۸۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Изотопы_углерода
۱۸۹. http://www.chemicalelements.com/elements/c.html
۱۹۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Азот
۱۹۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Azotobacter
۱۹۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Clostridium
۱۹۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Actinomycetales
۱۹۴. http://ru.wikipedia.org/wiki/Нитрит_аммония
۱۹۵. http://ru.wikipedia.org/wiki/Гидроксиламин
۱۹۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Dinitrogen_trioxide
۱۹۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Tetrafluoroammonium
۱۹۸. http://www.chemicalelements.com/elements/n.html
۱۹۹. http://ru.wikipedia.org/wiki/Халькогены
۲۰۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Кислород
۲۰۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Oxygen
۲۰۲. http://ru.wikipedia.org/wiki/Кислородные_установки
۲۰۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Manganese_dioxide
۲۰۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Monoclinic_crystal_system
۲۰۵. http://ru.wikipedia.org/wiki/Бах,_Алексей_Николаевич
۲۰۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Trifluorooxonium
۲۰۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Pierre_Curie
۲۰۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Turboexpander
۲۰۹. http://ru.wikipedia.org/wiki/Турбодетандер
۲۱۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Гипоксия
۲۱۱. http://lugansk.all.biz/kislorodnaya-podushka-g۵۱۵۰۳۲#show۰
۲۱۲. http://www.chemicalelements.com/elements/o.html
۲۱۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Ампер,_Андре_Мари
۲۱۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Polytetrafluoroethylene
۲۱۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Sodium_hexafluoroaluminate
۲۱۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Halothane
۲۱۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Fluorouracil
۲۱۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Osteosarcoma
۲۱۹. http://ru.wikipedia.org/wiki/Фтор
۲۲۰. http://www.chemicalelements.com/elements/f.html
۲۲۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Траверс,_Морис_Уильям
۲۲۲. http://ru.wikipedia.org/wiki/Изотопы_неона

۲۲۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Неон
۲۲۴. http://www.chemicalelements.com/elements/ne.html
۲۲۵. http://ru.wikipedia.org/wiki/Плиний_Старший
۲۲۶. http://ru.wikipedia.org/wiki/Ферросилиций
۲۲۷. http://ru.wikipedia.org/wiki/Силумин
۲۲۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Sodium_amalgam
۲۲۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Wurtz_reaction
۲۳۰. http://anp.prom.ua/p۲۰۱۷۳۰-dnat-۱۰۰-natrievye.html
۲۳۱. http://www.alfael.ru/shop/CID_۸۰۲۰۶۲۰۰.html
۲۳۲. http://ru.wikipedia.org/wiki/Натрий
۲۳۳. http://www.chemicalelements.com/elements/na.html
۲۳۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Bischofite
۲۳۵. http://ru.wikipedia.org/wiki/Креатинфосфорная_кислота
۲۳۶. http://ru.wikipedia.org/wiki/Магний
۲۳۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Hans_Christian_Ørsted
۲۳۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Эрстед,_Ганс_Христиан
۲۳۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Aluminium_carbide
۲۴۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Карбид_алюминия
۲۴۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Холл,_Чарльз_Мартин
۲۴۲. http://specural.com/articles/۵/lite-alyuminiya-sposoby-i-osobennosti.html
۲۴۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Паскаль_(единица_измерения)
۲۴۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Duralumin
۲۴۵. http://ru.wikipedia.org/wiki/Корунд
۲۴۶. http://ru.wikipedia.org/wiki/Иодид_алюминия
۲۴۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Tiberius
۲۴۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Бекетов,_Николай_Николаевич
۲۴۹. http://ru.wikipedia.org/wiki/Наполеон_III
۲۵۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Триметилалюминий
۲۵۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Триэтилалюминий
۲۵۲. http://www.chemspider.com/Chemical-Structure.۱۰۴۳۱۱۵۹.html
۲۵۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Ацетат_алюминия
۲۵۴. http://www.chemicalelements.com/elements/al.html
۲۵۵. http://ru.wikipedia.org/wiki/Гей-Люссак,_Жозеф_Луи
۲۵۶. http://ru.wikipedia.org/wiki/Тенар,_Луи_Жак
۲۵۷. http://ru.wikipedia.org/wiki/Алюминий
۲۵۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Кремний
۲۵۹. http://ru.wikipedia.org/wiki/Гесс,_Герман_Иванович
۲۶۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Silicon_dioxide

٢٦١. http://en.wikipedia.org/wiki/Magnesium_silicide
٢٦٢. http://en.wikipedia.org/wiki/Acetic_acid
٢٦٣. http://en.wikipedia.org/wiki/Silicon_tetrachloride
٢٦٤. http://en.wikipedia.org/wiki/Silicon_monoxide
٢٦٥. http://en.wikipedia.org/wiki/Polycrystalline_silicon
٢٦٦. http://en.wikipedia.org/wiki/Silicon
٢٦٧. http://www.chemicalelements.com/elements/si.html
٢٦٨. http://ru.wikipedia.org/wiki/АТФ
٢٦٩. http://ru.wikipedia.org/wiki/Бранд,_Хенниг
٢٧٠. http://ru.wikipedia.org/wiki/Кункель,_Иоганн
٢٧١. http://ru.wikipedia.org/wiki/Бойль,_Роберт
٢٧٢. http://ru.wikipedia.org/wiki/Метафосфорная_кислота
٢٧٣. http://en.wikipedia.org/wiki/Carbon_disulfide
٢٧٤. http://en.wikipedia.org/wiki/Chemiluminescence
٢٧٥. http://ru.wikipedia.org/wiki/Хлорид_кальция
٢٧٦. http://ru.wikipedia.org/wiki/Монооксид_углерода
٢٧٧. http://ru.wikipedia.org/wiki/Гитторф,_Иоганн_Вильгельм
٢٧٨. http://en.wikipedia.org/wiki/Phosphorus_tribromide
٢٧٩. http://ru.wikipedia.org/wiki/Бриджмен,_Перси_Уильямс
٢٨٠. http://ru.wikipedia.org/wiki/Фосфин
٢٨١. http://en.wikipedia.org/wiki/Disproportionation
٢٨٢. http://en.wikipedia.org/wiki/Monocalcium_phosphate#Fertilizer
٢٨٣. http://en.wikipedia.org/wiki/Pyrophosphoric_acid
٢٨٤. http://en.wikipedia.org/wiki/Pneumonia
٢٨٥. http://ru.wikipedia.org/wiki/Сульфат_меди(II)
٢٨٦. http://en.wikipedia.org/wiki/Sarin
٢٨٧. http://en.wikipedia.org/wiki/Soman
٢٨٨. http://ru.wikipedia.org/wiki/Табун_(химическое_оружие)
٢٨٩. http://ru.wikipedia.org/wiki/Фосфор
٢٩٠. http://www.chemicalelements.com/elements/p.html
٢٩١. http://en.wikipedia.org/wiki/Galena
٢٩٢. http://en.wikipedia.org/wiki/Cinnabar
٢٩٣. http://en.wikipedia.org/wiki/Stibnite
٢٩٤. http://en.wikipedia.org/wiki/Hydrogen_sulfide
٢٩٥. http://ru.wikipedia.org/wiki/Гомер
٢٩٦. http://en.wikipedia.org/wiki/Theophilus_Presbyter
٢٩٧. http://ru.wikipedia.org/wiki/Пресвитер_Теофил
٢٩٨. http://ru.wikipedia.org/wiki/Георгий_Агрикола
٢٩٩. http://ru.wikipedia.org/wiki/Фасмер,_Макс

۳۰۰.http://www.qamosona.com/j/
۳۰۱.http://en.wikipedia.org/wiki/Hellenistic_period
۳۰۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Herman_Frasch
۳۰۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Organic_acid_anhydride
۳۰۴. http://ru.wikipedia.org/wiki/Итуруп
۳۰۵. http://expert.ru/expert/۲۰۱۱/۲۷/ne-uvyaznut-v-sernyih-barhanah/media/۹۳۷۱۴/
۳۰۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Sulfur
۳۰۷. http://ru.wikipedia.org/wiki/Скипидар
۳۰۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Sulfur_dichloride
۳۰۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Disulfur_dichloride
۳۱۰.http://www.cheminovaindia.in/docs/intermediates/P۲S۵/index.html
۳۱۱.http://en.wikipedia.org/wiki/Cysteine
۳۱۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Methionine
۳۱۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Биотин
۳۱۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Bacteriochlorophyll
۳۱۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Angstrom
۳۱۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Somerset_West
۳۱۷. http://ru.wikipedia.org/wiki/Череповец
۳۱۸. http://www.chemicalelements.com/elements/s.html
۳۱۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Halite
۳۲۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Галит
۳۲۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Sylvite
۳۲۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Carnallite
۳۲۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Kainite
۳۲۴. http://ru.wikipedia.org/wiki/Изотопы_аргона
۳۲۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Carbon_tetrachloride
۳۲۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Chloroform
۳۲۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Dichlorine_monoxide
۳۲۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Dichlorine_heptoxide
۳۲۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Phosgene
۳۳۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Chloric_acid
۳۳۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Nitrogen_trichloride
۳۳۲. http://dic.academic.ru/dic.nsf/es/۷۵۳۰۲/ДИКОН
۳۳۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Sodium_hydroxide
۳۳۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Sodium_hypochlorite
۳۳۵. http://ru.wikipedia.org/wiki/Оксид_свинца(IV)
۳۳۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Potassium_chlorate
۳۳۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Polyvinyl_chloride

۳۳۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Styrofoam
۳۳۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Vinyl_chloride
۳۴۰. http://en.wikipedia.org/wiki/۱,۲-Dichloroethane
۳۴۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Insecticide
۳۴۲. http://ru.wikipedia.org/wiki/Инсектициды
۳۴۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Hexachlorocyclohexane
۳۴۴. http://ru.wikipedia.org/wiki/Гексахлоран
۳۴۵. http://ru.wikipedia.org/wiki/Фарадей,_Майкл
۳۴۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Sulfur_mustard
۳۴۷. http://ru.wikipedia.org/wiki/Иприт
۳۴۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Chloramine
۳۴۹. http://ru.wikipedia.org/wiki/Озонирование
۳۵۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Dioxins_and_dioxin-like_compounds
۳۵۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Диоксин
۳۵۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Gamma-Aminobutyric_acid
۳۵۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Gastric_acid
۳۵۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Mitochondrion
۳۵۵. http://ru.wikipedia.org/wiki/Желудочный_сок
۳۵۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Bicarbonate
۳۵۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Chlorophyll
۳۵۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Evolution
۳۵۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Growing_season
۳۶۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Sodium_sulfite
۳۶۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Sodium_thiosulfate
۳۶۲. http://ru.wikipedia.org/wiki/Ипр
۳۶۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Хлор
۳۶۴. http://www.chemicalelements.com/elements/cl.html
۳۶۵. http://ru.wikipedia.org/wiki/Максвелл,_Джеймс_Клерк
۳۶۶. http://ru.wikipedia.org/wiki/Стретт,_Джон_Уильям
۳۶۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Nitric_oxide
۳۶۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Мочевина
۳۶۹. http://ru.wikipedia.org/wiki/Nature
۳۷۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Дьюар,_Джеймс
۳۷۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Magnesium_nitride
۳۷۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Emission_spectrum
۳۷۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Manganese(II)_oxide
۳۷۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Chromatography
۳۷۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Argon_fluorohydride
۳۷۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Excimer

۳۷۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Hydroquinone
۳۷۸. http://ps.wikipedia.org/wiki/غبرگه_بنيبنه
۳۷۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Plasma_torch
۳۸۰. http://dop-service.ru/novosti/svarka_chuguna_argonom/
۳۸۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Аргон
۳۸۲. http://www.chemicalelements.com/elements/ar.html
۳۸۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Поташ
۳۸۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Potassium_sulfate
۳۸۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Potassium_chloride
۳۸۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Potassium_hydroxide
۳۸۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Mica
۳۸۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Карбид_кальция
۳۸۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Tetrahydrofuran
۳۹۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Silicone_oil
۳۹۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Potassium_hydride
۳۹۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Potassium_superoxide
۳۹۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Potassium_peroxide
۳۹۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Phosphide
۳۹۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Potassium_amide
۳۹۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Alkoxide
۳۹۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Potassium_acetate
۳۹۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Sodium_peroxide
۳۹۹. http://www.britannica.com/EBchecked/topic/۴۷۲۵۲۱/potassium-ozonide
۴۰۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Hygroscopy
۴۰۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Гигроскопичность
۴۰۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Electroplating
۴۰۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Potassium_bromide
۴۰۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Potassium_carbonate
۴۰۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Potassium_nitrate
۴۰۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Potassium_perchlorate
۴۰۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Potassium_chlorate
۴۰۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Potassium_dichromate
۴۰۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Acetylene
۴۱۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Potassium_permanganate
۴۱۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Potassium_sodium_tartrate
۴۱۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Monopotassium_phosphate
۴۱۳. http://dic.academic.ru/dic.nsf/es/۲۴۰۰۹/калия

۴۱۴. http://www.solvaychemicals.com/EN/products/Fluor/Inorganic ٪۲۰Fluorides/Potassiumfluoroborate.aspx
۴۱۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Potassium_cyanide
۴۱۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Carbonitriding
۴۱۷. http://ru.wikipedia.org/wiki/Нитроцементация_сталей
۴۱۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Сульфат_калия
۴۱۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Cytoplasm
۴۲۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Цитоплазма
۴۲۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Na٪۲B/K٪۲B-ATPase
۴۲۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Osmotic_concentration
۴۲۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Батат
۴۲۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Sweet_potato
۴۲۵. http://www.tasteofthai.ru/batat/
۴۲۶. http://ru.wikipedia.org/wiki/Брокколи
۴۲۷. http://dic.academic.ru/dic.nsf/koizp/۸۸۸/Фрукты
۴۲۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Ореховое_масло
۴۲۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Hypokalemia
۴۳۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Neuralgia
۴۳۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Геотермальная_энергетика
۴۳۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Geochronology
۴۳۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Геохронология
۴۳۴. http://ru.wikipedia.org/wiki/Калий
۴۳۵. http://ru.wikipedia.org/wiki/Фенолфталеин
۴۳۶. http://ru.wikipedia.org/wiki/Малиновый_цвет
۴۳۷. http://www.chemicalelements.com/elements/k.html
۴۳۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Calcium
۴۳۹. http://www.qamosona.com/j/
۴۴۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Calcium_hydroxide
۴۴۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Оксид_ртути(II)
۴۴۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Calcium_oxide
۴۴۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Magnesium_oxide
۴۴۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Baryte
۴۴۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Aluminium_oxide
۴۴۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Silicon_dioxide
۴۴۷. http://ru.wikipedia.org/wiki/Магические_числа_(физика)
۴۴۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Aluminosilicate
۴۴۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Gneiss
۴۵۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Calcite
۴۵۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Anhydrite

۴۵۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Alabaster
۴۵۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Fluorite
۴۵۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Calcium_carbonate
۴۵۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Calcium_bicarbonate
۴۵۶. http://ru.wikipedia.org/wiki/Гидрокарбонат_кальция
۴۵۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Hydroxylapatite
۴۵۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Calcium_chloride
۴۵۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Calcium_fluoride
۴۶۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Aluminothermic_reaction
۴۶۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Calcium_phosphide
۴۶۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Calcium_silicide
۴۶۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Calcium_bromide
۴۶۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Calcium_iodide
۴۶۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Calcium_nitrate
۴۶۶. http://ru.wikipedia.org/wiki/Карбонат_кальция
۴۶۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Calcium_sulfate
۴۶۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Tricalcium_phosphate
۴۶۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Calcium_oxalate
۴۷۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Stalactite
۴۷۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Stalagmite
۴۷۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Anthozoa
۴۷۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Mollusca
۴۷۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Exocytosis
۴۷۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Secretion
۴۷۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Rickets
۴۷۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Hypercalcaemia
۴۷۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Кальций
۴۷۹. http://www.chemicalelements.com/elements/ca.html
۴۸۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Scandium
۴۸۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Thortveitite
۴۸۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Xenotime
۴۸۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Cassiterite
۴۸۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Bazzite
۴۸۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Pyroxene
۴۸۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Amphibole
۴۸۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Biotite
۴۸۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Оксид_скандия
۴۸۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Hornblende
۴۹۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Мусковит
۴۹۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Zircon

۴۹۲. http://ru.wikipedia.org/wiki/Титанит
۴۹۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Нильсон,_Ларс_Фредерик
۴۹۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Hydrogen_fluoride
۴۹۵. http://www.chemspider.com/Chemical-Structure.۷۸۲۸۷.html
۴۹۶. http://dic.academic.ru/dic.nsf/ntes/۱۲۴/АМФОТЕРНЫЙ
۴۹۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Hydration_reaction
۴۹۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Scandium_fluoride
۴۹۹. http://www.chemspider.com/Chemical-Structure.۱۳۲۵۸۱۷۳.html
۵۰۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Bauxite
۵۰۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Ilmenite
۵۰۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Wolframite
۵۰۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Cassiterite
۵۰۴. http://wiki.web.ru/wiki/Джервисит
۵۰۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Scandium
۵۰۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Titanium_carbide
۵۰۷. http://www.ngpedia.ru/id۷۲۳۹۱p۱.html
۵۰۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Boron_nitride
۵۰۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Boron_carbide
۵۱۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Induction
۵۱۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Scandium_triiodide
۵۱۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Energy_conversion_efficiency
۵۱۳. http://www.chemspider.com/Chemical-Structure.۸۰۹۲۰۰۶.html
۵۱۴. http://ru.wikipedia.org/wiki/Скандий
۵۱۵. http://www.chemicalelements.com/elements/sc.html
۵۱۶. http://edu.dvgups.ru/METDOC/GDTRAN/NTS/TEH_MET/MATER_TM/METOD/BABENKO_UP/frame/۱_۱.htm
۵۱۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Titanium
۵۱۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Titanium_dioxide
۵۱۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Rutile
۵۲۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Titanium_tetraiodide
۵۲۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Титаны
۵۲۲. http://ru.wikipedia.org/wiki/Эльф
۵۲۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Техника_—_молодёжи
۵۲۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Ultramafic_rock
۵۲۵. http://encyclopedia۲.thefreedictionary.com/Titanomagnetite
۵۲۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Titanite
۵۲۷. http://en.wikipedia.org/wiki/VSMPO-AVISMA

۵۲۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Titanium_tetrachloride
۵۲۹. http://dic.academic.ru/dic.nsf/bse/۱۵۳۲۲۰/Электроннолучевая
۵۳۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Phosphoric_acid
۵۳۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Sodium_carbonate
۵۳۲. http://www.chemspider.com/Chemical-Structure.۷۹۸۴۵.html
۵۳۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Titanium(III)_chloride
۵۳۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Titanium_nitride
۵۳۵. http://ru.wikipedia.org/wiki/Гагарин,_Юрий_Алексеевич
۵۳۶. http://ru.wikipedia.org/wiki/Памятник_Гагарину_на_Ленинском_проспекте
۵۳۷. https://www.chemindustry.com/chemicals/۰۴۸۸۰۴۱.html
۵۳۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Тетрабутоксититан
۵۳۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Titanium_diboride
۵۴۰. http://www.reade.com/products/۳۲-nitride-compounds-powders/۷۹۷-titanium-carbonitride-powder-ticn-tic۰-۵n۰-۵-titanium-carbo-nitride-powder-cermet-phase-sintering-titanium-carbonitride-۳۰۷۰-titanium-carbonitride-۵۰۵۰-cas۱۲۲۷-۳۳-۷-
۵۴۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Barium_titanate
۵۴۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Ferroelectricity
۵۴۳. http://velowiki.org/wiki/Титановый_сплав
۵۴۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Ferrotitanium
۵۴۵. http://ru.wikipedia.org/wiki/Ферротитан
۵۴۶. http://ru.wikipedia.org/wiki/Титан_(элемент)
۵۴۷. http://nsuem.ru/dt/education/institutesChairs/sovrEstestvoznania/studying/practice/gr۹۰۹۸/gr۹۸۴/material.htm
۵۴۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Lockheed/Boeing_F-۲۲_Raptor
۵۴۹. http://kakun.ru/id۳۵۹۲۹-zhizn_andres_manuel_del_rio_i_otkrytiya_novogo_elementa_-_vanadiya
۵۵۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Хромат_свинца(II)
۵۵۱. http://www.physchem.chimfak.rsu.ru/Source/History/Persones/Sefstrom.html
۵۵۲. http://ru.wikipedia.org/wiki/Фрейя
۵۵۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Gabbro
۵۵۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Patrónite
۵۵۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Vanadinite
۵۵۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Sodium_metavanadate

۵۵۷. http://www.britannica.com/EBchecked/topic/۲۰۵۲۰۹/ferrovanadium
۵۵۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Vanadium(II)_chloride
۵۵۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Vanadium(III)_oxide
۵۶۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Vanadium(V)_oxide
۵۶۱. http://www.himedialabs.com/intl/en/products/Chemicals/Inorganic-General-Technical-Purified/Silver-vanadate-Pure-RM۷۴۸۶
۵۶۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Sulfur_dioxide
۵۶۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Sulfur_trioxide
۵۶۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Monoamine_oxidase
۵۶۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Schizophrenia
۵۶۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Leukopenia
۵۶۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Anemia
۵۶۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Ванадий
۵۶۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Vanadium
۵۷۰. http://www.chemicalelements.com/elements/v.html
۵۷۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Chromium
۵۷۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Chromium_carbide
۵۷۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Chromite
۵۷۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Peridotite
۵۷۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Chromium(III)_oxide
۵۷۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Manganese(II)_oxide
۵۷۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Uvarovite
۵۷۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Ferrochrome
۵۷۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Sodium_dichromate
۵۸۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Chromium_trioxide
۵۸۱. http://www.thefreedictionary.com/dichromic+acid
۵۸۲. http://www.convertunits.com/molarmass/CrF۴
۵۸۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Barium_chromate
۵۸۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Chromium_pentafluoride
۵۸۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Chromium_hexafluoride
۵۸۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Chromyl_chloride
۵۸۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Chromium(VI)_oxide_peroxide
۵۸۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Хром
۵۸۹. http://www.chemicalelements.com/elements/cr.html
۵۹۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Pyrolusite
۵۹۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Плиний_Старший
۵۹۲. http://ru.wikipedia.org/wiki/Ган,_Юхан_Готлиб
۵۹۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Кутаиси

۵۹۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Manganite
۵۹۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Hausmannite
۵۹۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Purpurite
۵۹۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Manganese(III)_oxide
۵۹۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Manganese_heptoxide
۵۹۹. http://encyclopedia۲.thefreedictionary.com/manganous+hydroxide
۶۰۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Mangalloy
۶۰۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Реостат
۶۰۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Phthalic_acid
۶۰۳. http://www.webelements.com/compounds/manganese/manganese_telluride.html
۶۰۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Permanganic_acid
۶۰۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Ammonium_persulfate
۶۰۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Sodium_bismuthate
۶۰۷. http://ru.wikipedia.org/wiki/Водяная_баня
۶۰۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Ammonium_sulfide
۶۰۹. http://ru.wikipedia.org/wiki/Марганец
۶۱۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Список_стран_по_производству_марганца
۶۱۱. http://www.chemicalelements.com/elements/mn.html
۶۱۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Iron
۶۱۳. http://fa.wikipedia.org/wiki/سومریان
۶۱۴. http://fa.wikipedia.org/wiki/رع
۶۱۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Purushanda
۶۱۶. http://fa.wikipedia.org/wiki/کولخیس
۶۱۷. http://fa.wikipedia.org/wiki/جنگ_تروآ
۶۱۸. http://fa.wikipedia.org/wiki/یاسون
۶۱۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Ares
۶۲۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Климент_Александрийский
۶۲۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Крит
۶۲۲. http://ru.wikipedia.org/wiki/Вергилий
۶۲۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Amenhotep_III
۶۲۴. http://ru.wikipedia.org/wiki/Аменхотеп_III
۶۲۵. http://ru.wikipedia.org/wiki/Эхнатон
۶۲۶. http://ru.wikipedia.org/wiki/Аменхотеп_II
۶۲۷. http://ru.wikipedia.org/wiki/Страбон
۶۲۸. http://fa.wikipedia.org/wiki/سفر_تثنیه

۲۲۹. http://ru.wikipedia.org/wiki/Тутанхамон
۲۳۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Крица#.D۰.A۱.D۱.۸B.D۱.۸۰.D۰.BE.D۰.B۴.D۱.۸۳.D۱.۸۲.D۰.BD.D۰.B۰.D۱.۸F_.D۰.BF.D۰.B۵.D۱.۸۷.D۱.۸C
۲۳۱. http://fa.wikipedia.org/wiki/کتاب_یوشع
۲۳۲. http://fa.wikipedia.org/wiki/آشوری‌ها
۲۳۳. http://fa.wikipedia.org/wiki/زبان_باسکی
۲۳۴. http://fa.wikipedia.org/wiki/زبان_گوتیک
۲۳۵. http://fa.wikipedia.org/wiki/زبان_آلمانی
۲۳۶. http://fa.wikipedia.org/wiki/زبان‌های_سلتی
۲۳۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Proto-Celtic_language
۲۳۸. http://fa.wikipedia.org/wiki/معناشناسی
۲۳۹. http://ru.wikipedia.org/wiki/Сидерит
۲۴۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Limonite
۲۴۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Vivianite
۲۴۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Pyrrhotite
۲۴۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Jarosite
۲۴۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Almandine
۲۴۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Hypersthene
۲۴۶. http://ru.wikipedia.org/wiki/Гематит
۲۴۷. http://ru.wikipedia.org/wiki/Монооксид_углерода
۲۴۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Calcium_silicate
۲۴۹. http://zavodmolot.com.ua/en/proizvodstvo/litejnoe-proizvodstvo
۲۵۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Точка_Кюри
۲۵۱. http://www.chemspider.com/Chemical-Structure.۸۲۲۲۳.html
۲۵۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Iron(II,III)_oxide
۲۵۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Iron_pentacarbonyl
۲۵۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Diiron_nonacarbonyl
۲۵۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Triiron_dodecacarbonyl
۲۵۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Ammonium_iron(II)_sulfate
۲۵۷. http://ru.wikipedia.org/wiki/Соль_Мора
۲۵۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Potassium_ferricyanide
۲۵۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Phenanthroline
۲۶۰. http://oatao.univ-toulouse.fr/۴۳۹/
۲۶۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Potassium_ferrocyanide
۲۶۲. http://en.wikipedia.org/wiki/۵-Sulfosalicylic_acid

۶۶۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Hard_disk_drive
۶۶۴. http://dic.academic.ru/dic.nsf/dic_synonims/۱۸۴۶۰۲/ультрадисперсный
۶۶۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Iron(III)_chloride
۶۶۶. http://ru.wikipedia.org/wiki/Хлорид_железа(III)
۶۶۷. http://fa.wikipedia.org/wiki/فیبر_مدار_چاپی
۶۶۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Iron(II)_sulfate
۶۶۹. http://ru.wikipedia.org/wiki/Медный_купорос
۶۷۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Сульфат_железа
۶۷۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Hemoglobin
۶۷۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Chlorosis
۶۷۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Heme
۶۷۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Methane_monooxygenase
۶۷۵. http://ru.wikipedia.org/wiki/Метанол
۶۷۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Ribonucleotide_reductase
۶۷۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Food_additive
۶۷۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Hematogen
۶۷۹. http://ru.wikipedia.org/wiki/Анкилостомоз
۶۸۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Железо
۶۸۱. http://www.chemicalelements.com/elements/fe.html
۶۸۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Arsenic_trioxide
۶۸۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Georg_Brandt
۶۸۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Cobalt
۶۸۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Carrollite
۶۸۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Cobaltite
۶۸۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Spherocobaltite
۶۸۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Skutterudite
۶۸۹. http://www.americanelements.com/coasd۲.html
۶۹۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Spinel
۶۹۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Шпинель
۶۹۲. http://ru.wikipedia.org/wiki/Оксид_кобальта(II)
۶۹۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Carbonyl_sulfide
۶۹۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Hydrogen_sulfide
۶۹۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Cobalt(II)_chloride
۶۹۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Hexamminecobalt(III)_chloride
۶۹۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Lithium_cobalt_oxide
۶۹۸. http://ru.wikipedia.org/wiki/Силицид_кобальта
۶۹۹. http://ru.wikipedia.org/wiki/Акобальтоз
۷۰۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Dicobalt_octacarbonyl

۷۰۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Кобальт
۷۰۲. http://www.chemicalelements.com/elements/co.html
۷۰۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Кронштедт,_Аксель
۷۰۴. http://ru.wikipedia.org/wiki/Пруст,_Жозеф_Луи
۷۰۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Nickel(III)_oxide
۷۰۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Nitrogen_dioxide
۷۰۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Nickel_tetracarbonyl
۷۰۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Nickel(II)_oxide
۷۰۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Nickel(II)_hydroxide
۷۱۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Nickel(II)_acetate
۷۱۱. http://ru.wikipedia.org/wiki/Сульфат_никеля
۷۱۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Heazlewoodite
۷۱۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Чугаев,_Лев_Александрович
۷۱۴. http://ru.wikipedia.org/wiki/Гидротермальные_процессы
۷۱۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Permalloy
۷۱۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Sodium_hypophosphite
۷۱۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Trisodium_citrate
۷۱۸. http://encyclopedia۲.thefreedictionary.com/Sulfhydryl+Group
۷۱۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Epinephrine
۷۲۰. http://ru.wikipedia.org/wiki/Никель
۷۲۱. http://www.chemicalelements.com/elements/ni.html
۷۲۲. http://en.wikipedia.org/wiki/Covellite
۷۲۳. http://en.wikipedia.org/wiki/Azurite
۷۲۴. http://ru.wikipedia.org/wiki/Гидрометаллургия
۷۲۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Hydrogen_halide
۷۲۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Copper(II)_carbonate
۷۲۷. http://ru.wikipedia.org/wiki/Хлороводород
۷۲۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Hydrogen_bromide
۷۲۹. http://ru.wikipedia.org/wiki/Уксусная_кислота
۷۳۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Ammonium_hydroxide
۷۳۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Carbon_disulfide
۷۳۲. http://ru.wikipedia.org/wiki/Вода
۷۳۳. http://ru.wikipedia.org/wiki/Печатный_монтаж
۷۳۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Ceruloplasmin
۷۳۵. http://en.wikipedia.org/wiki/Gastropoda
۷۳۶. http://en.wikipedia.org/wiki/Hemocyanin
۷۳۷. http://en.wikipedia.org/wiki/Porphyrin
۷۳۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Organoleptic
۷۳۹. https://ru.wikipedia.org/wiki/Цинк
۷۴۰. https://en.wikipedia.org/wiki/Andreas_Sigismund_Marggraf

۷۴۱. https://ru.wikipedia.org/wiki/Список_стран_по_выплавке_цинка
۷۴۲. https://en.wikipedia.org/wiki/RNA
۷۴۳. https://en.wikipedia.org/wiki/Alcohol_dehydrogenase
۷۴۴. http://www.chemicalelements.com/elements/zn.html
۷۴۵. https://ru.wikipedia.org/wiki/Галлий
۷۴۶. https://ru.wikipedia.org/wiki/Лекок_де_Буабодран,_Поль_Эмиль
۷۴۷. http://www.endmemo.com/chem/compound/ga۲so۴_۳۱۸h۲o.php
۷۴۸. http://www.chemicalelements.com/elements/ga.html
۷۴۹. https://ru.wikipedia.org/wiki/Германий
۷۵۰. https://ru.wikipedia.org/wiki/Винклер,_Клеменс_Александр
۷۵۱. http://en.wikipedia.org/wiki/GeSbTe
۷۵۲. http://www.chemicalelements.com/elements/ge.html
۷۵۳. https://ru.wikipedia.org/wiki/Мышьяк
۷۵۴. https://ru.wikipedia.org/wiki/Альберт_Великий
۷۵۵. https://en.wikipedia.org/wiki/Lewisite
۷۵۶. http://www.chemicalelements.com/elements/as.html
۷۵۷. https://ru.wikipedia.org/wiki/Селен
۷۵۸. https://en.wikipedia.org/wiki/Selenocysteine
۷۵۹. http://en.wikipedia.org/wiki/Thioredoxin_reductase
۷۶۰. http://en.wikipedia.org/wiki/Phosphoserine_phosphatase
۷۶۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Phospholipid-hydroperoxide_glutathione_peroxidase
۷۶۲. http://www.chemicalelements.com/elements/se.html
۷۶۳. https://ru.wikipedia.org/wiki/Бром
۷۶۴. https://ru.wikipedia.org/wiki/Балар,_Антуан_Жером
۷۶۵. https://fa.wikipedia.org/wiki/برم
۷۶۶. http://www.endmemo.com/chem/compound/s۲br۲.php
۷۶۷. https://en.wikipedia.org/wiki/Phosphorus_pentabromide
۷۶۸. http://www.chemicalelements.com/elements/br.html
۷۶۹. https://ru.wikipedia.org/wiki/Криптон
۷۷۰. http://pubs.rsc.org/en/Content/ArticleLanding/۱۹۸۹/C۳/c۳۹۸۹۰۰۰۱۵۷۲#!divAbstract
۷۷۱. http://www.endmemo.com/chem/compound/krf۴.php
۷۷۲. http://www.chemicalelements.com/elements/kr.html
۷۷۳. https://ru.wikipedia.org/wiki/Рубидий

۷۷۴. https://ru.wikipedia.org/wiki/Мысовский,_Лев_Владимирович
۷۷۵. http://www.xumuk.ru/encyklopedia/۲/۳۴۸۲.html
۷۷۶. https://ru.wikipedia.org/wiki/Беккерель_(единица_измерения)
۷۷۷. http://www.chemicalelements.com/elements/rb.html
۷۷۸. https://ru.wikipedia.org/wiki/Стронций
۷۷۹. https://ru.wikipedia.org/wiki/Крюйкшенк,_Уильям_(из_Вулиджа)
۷۸۰. https://ru.wikipedia.org/wiki/Крофорд,_Адер
۷۸۱. http://kristallov.net/plumbogummite_group.html
۷۸۲. http://wiki.web.ru/wiki/Стронциоджинорит
۷۸۳. http://strontium.atomistry.com/strontium_uranate.html
۷۸۴. https://en.wikipedia.org/wiki/Acute_radiation_syndrome
۷۸۵. http://www.chemicalelements.com/elements/sr.html
۷۸۶. http://www.chemicalelements.com/elements/y.html
۷۸۷. https://ru.wikipedia.org/wiki/Цирконий
۷۸۸. http://dic.academic.ru/dic.nsf/enc_geolog/۲۸۲۳/Литофильные
۷۸۹. http://actrav.itcilo.org/actrav-english/telearn/osh/ic/۱۲۸۷۱۹۰۲.htm
۷۹۰. http://www.chemicalelements.com/elements/zr.html
۷۹۱. https://ru.wikipedia.org/wiki/Ниобий
۷۹۲. https://en.wikipedia.org/wiki/Charles_Hatchett
۷۹۳. http://www.americanelements.com/kshptf.html
۷۹۴. http://www.chemicalelements.com/elements/nb.html
۷۹۵. http://www.americanelements.com/temo.html
۷۹۶. https://ru.wikipedia.org/wiki/Молибден
۷۹۷. http://www.chemicalelements.com/elements/mo.html
۷۹۸. https://ru.wikipedia.org/wiki/Технеций
۷۹۹. https://ru.wikipedia.org/wiki/Изотопы_технеция
۸۰۰. http://www.chemicalelements.com/elements/tc.html
۸۰۱. https://ru.wikipedia.org/wiki/Рутений
۸۰۲. https://ru.wikipedia.org/wiki/Клаус,_Карл_Карлович
۸۰۳. http://www.chemicalelements.com/elements/ru.html
۸۰۴. https://ru.wikipedia.org/wiki/Родий
۸۰۵. https://ru.wikipedia.org/wiki/Волластон,_Уильям_Хайд
۸۰۶. http://www.chemicalelements.com/elements/rh.html
۸۰۷. https://ru.wikipedia.org/wiki/Палладий
۸۰۸. https://ru.wikipedia.org/wiki/Изотопы_палладия

۸۰۹. http://www.chemicalelements.com/elements/pd.html
۸۱۰. https://ru.wikipedia.org/wiki/Серебро
۸۱۱. https://ru.wikipedia.org/wiki/Виноградов,_Александр_Павлович
۸۱۲. http://www.chemicalelements.com/elements/ag.html
۸۱۳. https://ru.wikipedia.org/wiki/Кадмий
۸۱۴. https://ru.wikipedia.org/wiki/Штромейер,_Фридрих
۸۱۵. http://www.chemicalbook.com/ChemicalProductProperty_EN_CB۱۴۳۸۵۲۳.htm
۸۱۶. https://ru.wikipedia.org/wiki/Изотопы_кадмия
۸۱۷. http://www.chemicalelements.com/elements/cd.html
۸۱۸. https://ru.wikipedia.org/wiki/Индий
۸۱۹. http://www.chemicalelements.com/elements/in.html
۸۲۰. https://ru.wikipedia.org/wiki/Олово
۸۲۱. https://ru.wikipedia.org/wiki/Фрицше,_Юлий_Фёдорович
۸۲۲. http://www.chemicalelements.com/elements/sn.html
۸۲۳. https://ru.wikipedia.org/wiki/Сурьма
۸۲۴. https://ru.wikipedia.org/wiki/Василий_Валентин
۸۲۵. http://www.chemicalelements.com/elements/sb.html
۸۲۶. https://ru.wikipedia.org/wiki/Теллур
۸۲۷. https://en.wikipedia.org/wiki/Tellurium
۸۲۸. https://ru.wikipedia.org/wiki/Мюллер,_Франц_Йозеф
۸۲۹. http://en.wiktionary.org/wiki/септиллион
۸۳۰. https://ru.wikipedia.org/wiki/Химический_реактор
۸۳۱. http://www.chemicalelements.com/elements/te.html
۸۳۲. https://ru.wikipedia.org/wiki/Иод
۸۳۳. https://ru.wikipedia.org/wiki/Гей-Люссак,_Жозеф_Луи
۸۳۴. https://en.wikipedia.org/wiki/Triiodothyronine
۸۳۵. https://ru.wikipedia.org/wiki/Тироксин
۸۳۶. http://www.chemicalelements.com/elements/i.html
۸۳۷. https://ru.wikipedia.org/wiki/Ксенон
۸۳۸. https://ru.wikipedia.org/wiki/Астероид
۸۳۹. https://ru.wikipedia.org/wiki/Миллионная_доля
۸۴۰. http://www.chemicalelements.com/elements/xe.html
۸۴۱. https://ru.wikipedia.org/wiki/Цезий
۸۴۲. http://dic.academic.ru/dic.nsf/dic_microbiology/۳۵۵/дегидрогенизация
۸۴۳. https://en.wikipedia.org/wiki/Schizophrenia
۸۴۴. http://www.chemicalelements.com/elements/cs.html
۸۴۵. https://ru.wikipedia.org/wiki/Барий

۸۴۶. https://ru.wikipedia.org/wiki/Изотопы_бария
۸۴۷. https://fa.wikipedia.org/wiki/کوره_قوس_الکتریکی
۸۴۸. http://www.chemicalelements.com/elements/ba.html
۸۴۹. https://en.wikipedia.org/wiki/Barium
۸۵۰. https://ru.wikipedia.org/wiki/Лантан
۸۵۱. http://en.wikipedia.org/wiki/Cerite
۸۵۲. https://ru.wikipedia.org/wiki/Бастнезит
۸۵۳. http://www.chemspider.com/Chemical-Structure.۲۸۹۸.html
۸۵۴. http://en.wikipedia.org/wiki/Cupferron
۸۵۵. http://dic.academic.ru/searchall.php?SWord=гиперфосфатемия&from=ru&to=xx&submitFormSearch=Найти&stype=۰
۸۵۶. https://en.wikipedia.org/wiki/Lanthanum
۸۵۷. http://www.chemicalelements.com/elements/la.html
۸۵۸. https://ru.wikipedia.org/wiki/Церий
۸۵۹. http://www.chemicalelements.com/elements/ce.html
۸۶۰. https://ru.wikipedia.org/wiki/Празеодим
۸۶۱. http://www.chemicalelements.com/elements/pr.html
۸۶۲. https://ru.wikipedia.org/wiki/Неодим
۸۶۳. https://en.wikipedia.org/wiki/Neodymium
۸۶۴. http://www.chemicalelements.com/elements/nd.html
۸۶۵. https://ru.wikipedia.org/wiki/Прометий
۸۶۶. https://ru.wikipedia.org/wiki/Браунер,_Богуслав
۸۶۷. https://ru.wikipedia.org/wiki/Прометей
۸۶۸. http://www.chemicalelements.com/elements/pm.html
۸۶۹. https://en.wikipedia.org/wiki/Promethium
۸۷۰. https://ru.wikipedia.org/wiki/Самарий
۸۷۱. https://en.wikipedia.org/wiki/Samarium
۸۷۲. http://www.chemicalelements.com/elements/sm.html
۸۷۳. https://ru.wikipedia.org/wiki/Европий
۸۷۴. https://en.wikipedia.org/wiki/Europium
۸۷۵. http://www.chemicalelements.com/elements/eu.html
۸۷۶. https://en.wikipedia.org/wiki/Gadolinium
۸۷۷. https://ru.wikipedia.org/wiki/Гадолиний
۸۷۸. http://www.chemicalelements.com/elements/gd.html
۸۷۹. https://ru.wikipedia.org/wiki/Тербий
۸۸۰. https://en.wikipedia.org/wiki/Terbium
۸۸۱. http://www.northropgrumman.com/BusinessVentures/SYNOPTICS/Products/SpecialtyCrystals/pages/TGG.aspx
۸۸۲. http://www.chemicalelements.com/elements/tb.html

۸۸۳. https://ru.wikipedia.org/wiki/Диспрозий
۸۸۴. https://en.wikipedia.org/wiki/Dysprosium
۸۸۵. https://ru.wikipedia.org/wiki/Изотопы_диспрозия
۸۸۶. http://www.chemicalelements.com/elements/dy.html
۸۸۷. https://ru.wikipedia.org/wiki/Изотопы_гольмия
۸۸۸. https://ru.wikipedia.org/wiki/Гольмий
۸۸۹. https://en.wikipedia.org/wiki/Holmium
۸۹۰. http://www.chemicalelements.com/elements/ho.html
۸۹۱. https://ru.wikipedia.org/wiki/Эрбий
۸۹۲. https://ru.wikipedia.org/wiki/Реактор_большой_мощности_канальный
۸۹۳. http://www.xumuk.ru/encyklopedia/۲/۵۴۰۲.html
۸۹۴. http://www.chemicalelements.com/elements/er.html
۸۹۵. https://en.wikipedia.org/wiki/Erbium
۸۹۶. https://ru.wikipedia.org/wiki/Тулий
۸۹۷. http://www.chemicalelements.com/elements/tm.html
۸۹۸. https://ru.wikipedia.org/wiki/Иттербий
۸۹۹. http://www.chemicalelements.com/elements/yb.html
۹۰۰. https://en.wikipedia.org/wiki/Ytterbium
۹۰۱. https://ru.wikipedia.org/wiki/Изотопы_иттербия
۹۰۲. https://ru.wikipedia.org/wiki/Лютеций
۹۰۳. https://en.wikipedia.org/wiki/Lutetium
۹۰۴. http://www.chemicalelements.com/elements/lu.html
۹۰۵. https://ru.wikipedia.org/wiki/Гафний
۹۰۶. https://en.wikipedia.org/wiki/Hafnium
۹۰۷. https://en.wikipedia.org/wiki/X-ray_spectroscopy
۹۰۸. https://ru.wikipedia.org/wiki/Агентство_по_перспективным_оборонным_научно-исследовательским_разработкам_США
۹۰۹. https://ru.wikipedia.org/wiki/Изотопы_гафния
۹۱۰. http://www.chemicalelements.com/elements/hf.html
۹۱۱. https://ru.wikipedia.org/wiki/Тантал_(элемент)
۹۱۲. https://en.wikipedia.org/wiki/Tantalus
۹۱۳. https://ru.wikipedia.org/wiki/Изотопы_тантала
۹۱۴. http://www.chemicalelements.com/elements/ta.html
۹۱۵. https://ru.wikipedia.org/wiki/Вольфрам
۹۱۶. http://www.chemicalelements.com/elements/w.html
۹۱۷. https://ru.wikipedia.org/wiki/Рений
۹۱۸. https://ru.wikipedia.org/wiki/Электронвольт
۹۱۹. http://www.chemicalelements.com/elements/re.html
۹۲۰. https://ru.wikipedia.org/wiki/Осмий

۹۲۱. http://www.chemicalelements.com/elements/os.html
۹۲۲. https://ru.wikipedia.org/wiki/Иридий
۹۲۳. http://www.mindat.org/min-۲۷۱۳.html
۹۲۴. https://ru.wikipedia.org/wiki/Тройская_унция
۹۲۵. http://www.chemicalelements.com/elements/ir.html
۹۲۶. https://ru.wikipedia.org/wiki/Платина
۹۲۷. https://ru.wikipedia.org/wiki/Скалигер,_Юлий_Цезарь
۹۲۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Xenon_hexafluoroplatinate
۹۲۹. http://www.webelements.com/compounds/platinum/platinum_tetrachloride.html
۹۳۰. http://chem۱۰۰.ru/text.php?t=۱۲۳d
۹۳۱. http://www.chemicalelements.com/elements/pt.html
۹۳۲. https://ru.wikipedia.org/wiki/Золото
۹۳۳. https://ru.wikipedia.org/wiki/Этилдибромид_золота
۹۳۴. https://ru.wikipedia.org/wiki/Ауротиоглюкоза
۹۳۵. https://en.wikipedia.org/wiki/Thrombocytopenia
۹۳۶. http://www.chemicalelements.com/elements/au.html
۹۳۷. https://ru.wikipedia.org/wiki/Ртуть
۹۳۸. http://en.wikipedia.org/wiki/Livingstonite
۹۳۹. http://www.chemicalelements.com/elements/hg.html
۹۴۰. https://ru.wikipedia.org/wiki/Таллий
۹۴۱. https://ru.wikipedia.org/wiki/Сиваш
۹۴۲. http://www.chemicalelements.com/elements/tl.html
۹۴۳. https://ru.wikipedia.org/wiki/Свинец
۹۴۴. http://www.chemicalelements.com/elements/pb.html
۹۴۵. https://ru.wikipedia.org/wiki/Висмут
۹۴۶. http://www.chemicalbook.com/ChemicalProductProperty_EN_CB۱۱۵۲۳۱۱.htm
۹۴۷. http://www.chemicalelements.com/elements/bi.html
۹۴۸. https://ru.wikipedia.org/wiki/Полоний
۹۴۹. http://www.chemicalelements.com/elements/po.html
۹۵۰. https://ru.wikipedia.org/wiki/Астат
۹۵۱. http://www.chemicalelements.com/elements/at.html
۹۵۲. https://ru.wikipedia.org/wiki/Радон
۹۵۳. http://www.chemicalelements.com/elements/rn.html
۹۵۴. https://ru.wikipedia.org/wiki/Франций
۹۵۵. http://www.chemicalelements.com/elements/fr.html
۹۵۶. https://ru.wikipedia.org/wiki/Радий
۹۵۷. http://www.chemicalelements.com/elements/ra.html

۹۵۸. https://ru.wikipedia.org/wiki/Актиний
۹۵۹. http://www.chemicalelements.com/elements/ac.html
۹۶۰. https://ru.wikipedia.org/wiki/Торий
۹۶۱. http://www.chemicalelements.com/elements/th.html
۹۶۲. https://en.wikipedia.org/wiki/Thorium
۹۶۳. https://ru.wikipedia.org/wiki/Протактиний
۹۶۴. https://en.wikipedia.org/wiki/Protactinium
۹۶۵. http://www.chemicalelements.com/elements/pa.html
۹۶۶. https://ru.wikipedia.org/wiki/Уран_(элемент)
۹۶۷. http://uranium.atomistry.com/uranium_sesquiselenide.html
۹۶۸. http://www.chemicalelements.com/elements/u.html
۹۶۹. https://ru.wikipedia.org/wiki/Нептуний
۹۷۰. https://ru.wikipedia.org/wiki/Изотопы_нептуния
۹۷۱. http://www.chemicalelements.com/elements/np.html
۹۷۲. https://ru.wikipedia.org/wiki/Плутоний
۹۷۳. https://ru.wikipedia.org/wiki/Изотопы_плутония
۹۷۴. http://www.chemicalelements.com/elements/pu.html
۹۷۵. https://ru.wikipedia.org/wiki/Америций
۹۷۶. https://ru.wikipedia.org/wiki/Изотопы_америция
۹۷۷. http://www.chemicalelements.com/elements/am.html
۹۷۸. https://ru.wikipedia.org/wiki/Кюрий
۹۷۹. https://ru.wikipedia.org/wiki/Изотопы_кюрия
۹۸۰. http://www.chemicalelements.com/elements/cm.html
۹۸۱. https://ru.wikipedia.org/wiki/Берклий
۹۸۲. https://ru.wikipedia.org/wiki/Изотопы_берклия
۹۸۳. http://www.chemicalelements.com/elements/bk.html
۹۸۴. https://ru.wikipedia.org/wiki/Калифорний
۹۸۵. http://www.chemicalelements.com/elements/cf.html
۹۸۶. https://ru.wikipedia.org/wiki/Эйнштейний
۹۸۷. http://www.chemicalelements.com/elements/es.html
۹۸۸. https://ru.wikipedia.org/wiki/Фермий
۹۸۹. https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_fermium
۹۹۰. http://www.chemicalelements.com/elements/fm.html
۹۹۱. https://ru.wikipedia.org/wiki/Менделевий
۹۹۲. http://www.chemicalelements.com/elements/md.html
۹۹۳. https://ru.wikipedia.org/wiki/Нобелий
۹۹۴. http://www.chemicalelements.com/elements/no.html
۹۹۵. https://ru.wikipedia.org/wiki/Лоуренсий
۹۹۶. https://ru.wikipedia.org/wiki/Изотопы_лоуренсия
۹۹۷. http://www.chemicalelements.com/elements/lr.html

۹۹۸. https://ru.wikipedia.org/wiki/Резерфордий
۹۹۹. https://ru.wikipedia.org/wiki/Международный_союз_теоретической_и_прикладной_физики
۱۰۰۰. https://en.wikipedia.org/wiki/Rutherfordium
۱۰۰۱. https://ru.wikipedia.org/wiki/Изотопы_резерфордия
۱۰۰۲. https://ru.wikipedia.org/wiki/Дубний
۱۰۰۳. http://www.chemicalelements.com/elements/db.html
۱۰۰۴. https://ru.wikipedia.org/wiki/Сиборгий
۱۰۰۵. https://en.wikipedia.org/wiki/Seaborgium
۱۰۰۶. http://www.chemicalelements.com/elements/sg.html
۱۰۰۷. https://ru.wikipedia.org/wiki/Борий
۱۰۰۸. https://en.wikipedia.org/wiki/Bohrium
۱۰۰۹. http://www.chemicalelements.com/elements/bh.html
۱۰۱۰. https://ru.wikipedia.org/wiki/Хассий
۱۰۱۱. https://ru.wikipedia.org/wiki/Ган,_Отто
۱۰۱۲. http://www.chemicalelements.com/elements/hs.html
۱۰۱۳. https://en.wikipedia.org/wiki/Hassium
۱۰۱۴. http://www.chemicalelements.com/elements/hs.html
۱۰۱۵. https://ru.wikipedia.org/wiki/Мейтнерий
۱۰۱۶. https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_meitnerium
۱۰۱۷. https://en.wikipedia.org/wiki/Meitnerium
۱۰۱۸. http://www.chemicalelements.com/elements/mt.html
۱۰۱۹. https://ru.wikipedia.org/wiki/Дармштадтий
۱۰۲۰. https://ru.wikipedia.org/wiki/Изотопы_дармштадтия
۱۰۲۱. https://en.wikipedia.org/wiki/Darmstadtium
۱۰۲۲. http://www.chemicalelements.com/elements/uun.html
۱۰۲۳. https://ru.wikipedia.org/wiki/Рентгений
۱۰۲۴. https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_roentgenium
۱۰۲۵. http://www.chemicalelements.com/elements/uuu.html
۱۰۲۶. https://ru.wikipedia.org/wiki/Коперниций
۱۰۲۷. https://ru.wikipedia.org/wiki/Изотопы_коперниция
۱۰۲۸. http://www.chemicalelements.com/elements/uub.html
۱۰۲۹. https://ru.wikipedia.org/wiki/Унунтрий
۱۰۳۰. https://dejagerscience.wikispaces.com/Ununtrium
۱۰۳۱. https://en.wikipedia.org/wiki/Ununtrium
۱۰۳۲. https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_ununtrium
۱۰۳۳. https://ru.wikipedia.org/wiki/Флеровий
۱۰۳۴. https://ru.wikipedia.org/wiki/Леонардо_да_Винчи
۱۰۳۵. https://ru.wikipedia.org/wiki/Галилей,_Галилео
۱۰۳۶. https://dejagerscience.wikispaces.com/Ununquadium

۱۰۳۷. https://en.wikipedia.org/wiki/Flerovium
۱۰۳۸. https://ru.wikipedia.org/wiki/Изотопы_флеровия
۱۰۳۹. https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_ununpentium
۱۰۴۰. https://ru.wikipedia.org/wiki/Унунпентий
۱۰۴۱. https://dejagerscience.wikispaces.com/Ununpentium
۱۰۴۲. https://en.wikipedia.org/wiki/Ununpentium
۱۰۴۳. https://ru.wikipedia.org/wiki/Ливерморий
۱۰۴۴. https://ru.wikipedia.org/wiki/Изотопы_ливермория
۱۰۴۵. http://www.americanelements.com/livermorium.html
۱۰۴۶. https://en.wikipedia.org/wiki/Livermorium
۱۰۴۷. https://ru.wikipedia.org/wiki/Унунсептий
۱۰۴۸. http://www.americanelements.com/ununseptium.html
۱۰۴۹. https://en.wikipedia.org/wiki/Ununseptium
۱۰۵۰. https://ru.wikipedia.org/wiki/Унуноктий
۱۰۵۱. https://dejagerscience.wikispaces.com/Ununoctium
۱۰۵۲. http://dic.academic.ru/dic.nsf/ecolog/۱۰۳/БИОГЕННЫЕ
۱۰۵۳. https://ru.wikipedia.org/wiki/Валентность
۱۰۵۴. http://www.alhimikov.net/elektronbuch/Page-۲.html
۱۰۵۵. https://ru.wikipedia.org/wiki/Изотопы_кремния
۱۰۵۶. https://ru.wikipedia.org/wiki/Философский_камень
۱۰۵۷. http://dic.academic.ru/dic.nsf/enc_physics/۲۵۲۲/ТЕРМОДИНА МИКА
۱۰۵۸. http://www.xumuk.ru/encyklopedia/۲۲۵۰.html
۱۰۵۹. http://www.xumuk.ru/encyklopedia/۲/۲۹۷۴.html
۱۰۶۰. http://chem۲۱.info/info/۱۴۴۰۷۷/
۱۰۶۱. http://dic.academic.ru/dic.nsf/bse/۱۴۵۵۲۴/Фосфолипиды
۱۰۶۲. http://dic.academic.ru/dic.nsf/dic_biology/۲۲۳۰/КОФЕРМЕНТЫ
۱۰۶۳. http://www.xumuk.ru/encyklopedia/۲/۴۷۵۱.html
۱۰۶۴. http://dic.academic.ru/dic.nsf/bse/۱۴۴۳۵۵/Ферменты
۱۰۶۵. https://ru.wikipedia.org/wiki/Катализатор
۱۰۶۶. http://dic.academic.ru/dic.nsf/enc_colier/۳۲۷۷/РАСТВОРЫ
۱۰۶۷. https://ru.wikipedia.org/wiki/Полимеризация
۱۰۶۸. https://ru.wikipedia.org/wiki/Мономер
۱۰۶۹. https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_sulfur
۱۰۷۰. http://www.alhimik.ru/teleclass/konspect/konsp۴-۱۱.shtml
۱۰۷۱. https://ru.wikipedia.org/wiki/Микроорганизмы

۱۰۷۲. http://www.americanelements.com/scb.html
۱۰۷۳. http://metallurgicheskiy.academic.ru/۸۰۳/Алюминиды
۱۰۷۴. http://dic.academic.ru/dic.nsf/ruwiki/۱۴۰۵۹۴۲
۱۰۷۵. https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_titanium
۱۰۷۶. https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_chromium
۱۰۷۷. http://dic.academic.ru/dic.nsf/bse/۱۰۳۴۹۷/Лиганды
۱۰۷۸. https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_manganese
۱۰۷۹. https://ru.wikipedia.org/wiki/Атомная_единица_массы
۱۰۸۰. https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_iron
۱۰۸۱. https://ru.wikipedia.org/wiki/Силикаты_(минералы)
۱۰۸۲. http://www.xumuk.ru/encyklopedia/۱۸۹۱.html
۱۰۸۳. https://ru.wikipedia.org/wiki/Щёлочи
۱۰۸۴. https://ru.wikipedia.org/wiki/Изотопы_кобальта
۱۰۸۵. https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_cobalt
۱۰۸۶. https://ru.wikipedia.org/wiki/Электронный_захват
۱۰۸۷. https://ru.wikipedia.org/wiki/Позитронный_распад
۱۰۸۸. https://ru.wikipedia.org/wiki/Нейтрино
۱۰۸۹. https://ru.wikipedia.org/wiki/Световой_год
۱۰۹۰. http://dic.academic.ru/dic.nsf/nanotechnology/۲۶۱/хелаты
۱۰۹۱. https://ru.wikipedia.org/wiki/Гидротермальные_процессы
۱۰۹۲. https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_nickel
۱۰۹۳. http://www.mining-enc.ru/g/gidrometallurgiya/
۱۰۹۴. https://ru.wikipedia.org/wiki/Гидрометаллургия
۱۰۹۵. https://ru.wikipedia.org/wiki/Белое_золото
۱۰۹۶. https://ru.wikipedia.org/wiki/Электрод
۱۰۹۷. https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_copper
۱۰۹۸. https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_zinc
۱۰۹۹. https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_gallium
۱۱۰۰. https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_selenium
۱۱۰۱. https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_krypton
۱۱۰۲. https://ru.wikipedia.org/wiki/Тройная_точка
۱۱۰۳. https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_strontium
۱۱۰۴. https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_yttrium
۱۱۰۵. https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_zirconium
۱۱۰۶. http://dic.academic.ru/dic.nsf/polytechnic/۷۵۳۶/РАДИОАКТИВ
НЫЕ
۱۱۰۷. https://ru.wikipedia.org/wiki/Нанометр
۱۱۰۸. http://www.xumuk.ru/encyklopedia/۲۴۷۵.html

۱۱۰۹. https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_molybdenum
۱۱۱۰. https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_rhodium
۱۱۱۱. https://ru.wikipedia.org/wiki/Регистрационный_номер_CAS
۱۱۱۲. https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_palladium
۱۱۱۳. https://ru.wikipedia.org/wiki/Миллиметр_ртутного_столба
۱۱۱۴. https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_indium
۱۱۱۵. https://ru.wikipedia.org/wiki/Антимониды
۱۱۱۶. https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_antimony
۱۱۱۷. https://en.wikipedia.org/wiki/Category:Praseodymium_compounds
۱۱۱۸. https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_promethium
۱۱۱۹. https://en.wikipedia.org/wiki/Terbium
۱۱۲۰. https://en.wikipedia.org/wiki/Holmium
۱۱۲۱. https://ru.wikipedia.org/wiki/Категория:Соединения_гольмия
۱۱۲۲. https://en.wikipedia.org/wiki/Erbiumhttps://en.wikipedia.org/wiki/Erbium
۱۱۲۳. http://www.un.org/ru/events/chemistry۲۰۱۱/
۱۱۲۴. https://www.ras.ru/news/shownews.aspx?id=a۸ea۹e۸۶-e۲۷۵-۴۱۲۸-a۹۲f-۱۳۹۲۹۶ca۳۷۶a

د لیکوال لنډه پېژندنه

د پښتو ژبې لیکوال او ژباړن محمد طاهر کانې د ۱۳۴۴ ل ل کال په پسرلي کې د کندوز ولایت د دښت ارچي ولسوالۍ د شېرخان جم په یوه بزگره کورنۍ کې زېږېدلی دی. لومړنۍ زده کړې یې د دښت ارچي ولسوالۍ په دوران کلي (کوکچې) ښوونځي کې تر نهم ټولگي پورې ترسره کړې. پر ۱۳۶۰ ل ل کال د کابل د رحمان بابا لېسې په نهم ټولگي کې شامل او پر ۱۳۶۳ ل کال د دغې لېسې له دولسم ټولگي څخه فارغ شو. پر ۱۳۶۵ ل کال د لوړو زده کړو لپاره د شوروي اتحاد د اوکراین جمهوریت د لووف ښار پوهنتون ته ولېږل شو. پر ۱۳۷۰ ل (۱۹۹۱) زېږدي کال یې نوموړې پوهنتون د کولتورپوهنې په څانگه کې د ډېر شه (سره) ډیپلوم په اخیستلو سره پای ته ورساوه.

محمد طاهر کانې له ۱۹۹۳ ز کاله راهیسې په روسیه کې د کډوال په توگه ژوند کوي. پر ۱۹۹۷ - ۲۰۰۰ زېږدي کلونو یې د رسنوالۍ چارې سرته رسولې. د ۲۰۰۳ ز کال د اپرېل له ۸ مې څخه د ۲۰۰۶ ز کال د اپرېل تر ۳۰ یې د مسکو ولایت د کډوالو په اداره کې د ژباړن په توگه کار کاوه. د ۲۰۰۷ ز کال د فبرورۍ له لومړۍ نېټې څخه د ۲۰۱۴ ز کال د ډیسمبر تر ۲۲ یې د روسیې غږ راډیو د افغانستان په څانگه کې د ویندوی او ژباړن په توگه دنده درلوده. له ۱۹۹۷ ز کاله راهیسې یانې ۱۸ کاله کېږي چې د لیکوالۍ او ژباړې پر چارو بوخت دی او تر اوسه یې دا لاندې اثار چاپ شوي دي:

۱. تنکۍ پاڼې (د شعرونو ټولگه)، د ۱۳۷۹ لمریز، ۲۰۰۰ زېږدي کال مسکو چاپ.

۲. افغانستان زما وروستۍ جگړه (ژباړه)، د ۱۳۸۰ ل، ۲۰۰۱ ز کال پېښور چاپ.

۳ . کوچنی شاهزاده (ژباړه)، د ۱۳۸۱ ل، ۲۰۰۲ ز کال مسکو چاپ.

۴ . افغانستان له شخصي دوسیې څخه (ژباړه)، د ۱۳۸۲ ل، ۲۰۰۳ ز کال پېښور چاپ.

۵ . د ماسکو لاس (ژباړه)، د ۱۳۸۲ ل، ۲۰۰۳ ز کال پېښور چاپ.

۶ . د جرمني امپراتورۍ افغاني جګړه (ژباړه)، د ۱۳۸۳ ل، ۲۰۰۴ ز کال پېښور چاپ.

۷ . افغانستان او د پامیر پر سر شخړه (ژباړه)، د ۱۳۸۴ ز کال، د ۲۰۰۵ ز کال پېښور چاپ.

۸ . په منځنۍ اسیا کې لویه لوبه (ژباړه)، د ۱۳۸۵ ز کال، ۲۰۰۶ ز کال پېښور چاپ.

۹ . د افغانستان د شمال لوېدیزې پولې ټاکل، روسي او برتانوي امپراتورۍ (ژباړه)، د ۱۳۸۸ ل کال، د ۲۰۰۹ ز کال پېښور چاپ.

۱۰ . د افغانستان له لارې هند ته د فرانسې او روسیې د لښکرکشیو پلانونه (راټولونه او ژباړه)، د ۱۳۸۹ ل، د ۲۰۱۰ ز کال پېښور چاپ.

۱۱ . د امیر دوست محمد خان دربار ته د روسي سفیر سفر او پر هرات باندې د پارس ناکام یرغل (راټولونه او ژباړه)، د ۱۳۸۹ ل، ۲۰۱۰ ز کال پېښور چاپ.

۱۲ . اعلیحضرت ازاد خان افغان (څېړنه)، د ۱۳۹۰ ل، د ۲۰۱۱ ز کال چاپ.

۱۳ . په تشیال کې لومړنی افغان (راټولونه او ژباړه)، د ۱۳۹۰ ل، د ۲۰۱۱ ز کال چاپ.

۱۴ . سردار عبدالرحمان خان او روسان (راټولونه او ژباړه)، د ۱۳۹۱ ل، د ۲۰۱۲ ز کال لاهور چاپ.

۱۵ . پاکستان د نړیوالې ترهګرۍ ځاله (راټولونه او ژباړه)، د ۱۳۹۲ ل، ۲۰۱۳ ز کال د افغانستان د سیمه ییزو مطالعاتو مرکز کابل چاپ.

۱۶ . کیمیایي عنصرونه (همدا اثر، څېړنه).

Publishing Textbooks

Honorable lecturers and dear students!
The lack of quality textbooks in the universities of Afghanistan is a serious issue, which is repeatedly challenging students and teachers alike. To tackle this issue we have initiated the process of providing textbooks to the students of medicine. For this reason, we have published 176 different medical textbooks (95 books funded by DAAD, 80 books funded by kinderhilfe-Afghanistan) from Nangarhar, Khost, Kandahar, Herat, Balkh and Kapisa medical colleges and Kabul Medical University. It should be mentioned that all these books have been distributed among the medical colleges of the country free of cost. Currently we are working to publish 20 more non-medical textbooks for Nangarhar University. All published medical & non-medical textbooks can be downloaded from www.ecampus-afghanistan.org

The Afghan National Higher Education Strategy (2010-1014) states:
"Funds will be made available to encourage the writing and publication of textbooks in Dari and Pashtu. Especially in priority areas, to improve the quality of teaching and learning and give students access to state – of – the – art information. In the meantime, translation of English language textbooks and journals into Dari and Pashto is a major challenge for curriculum reform. Without this facility it would not be possible for university students and faculty to access modern developments as knowledge in all disciplines accumulates at a rapid and exponential pace, in particular this is a huge obstacle for establishing a research culture. The Ministry of Higher Education together with the universities will examine strategies to overcome this deficit."

The book you are holding in your hands is a sample of a printed textbook. We would like to continue this project and to end the method of manual notes and papers. Based on the request of Higher Education Institutions, there is the need to publish about 100 different textbooks each year.

As requested by the Ministry of Higher Education, the Afghan universities, lecturers and students, we extended this project to the non-medical subjects e.g. Science, Engineering, Agriculture and Economics.

I would like to ask all the lecturers to write new textbooks, translate or revise their lecture notes or written books and share them with us to be published. We will ensure quality composition, printing and distribution to the Afghan Universities free of charge. I would like the students to

encourage and assist their lecturers in this regard. We welcome any recommendations and suggestions for improvement.

It is worth mentioning that the authors and publishers tried to prepare the books according to the international standards but if there is any problem in the book, we kindly request the readers to send their comments to us or the authors in order to be corrected for future revised editions.

We are very thankful to **Kinderhilfe-Afghanistan** (German Aid for Afghan Children) and its director Dr Eroes, who has provided fund for this book. We would also like to mention that he has provided funds for 80 other medical textbooks in the past three years which are being used by the students of Nangarhar and other medical colleges of the country. Dr Eroes has made funds available for 20 additional books which are being printed now.

I am especially grateful to **GIZ** (German Society for International Cooperation) and **CIM** (Centre for International Migration & Development) for providing working opportunities for me during the past five years in Afghanistan.

In our ministry, I would like to cordially thank Minister of Higher Education Prof Dr Farida Momand, Academic Deputy Minister, Prof M Osman Babury and Deputy Minister for Administrative & Financial Affairs Prof Dr Gul Hassan Walizai, Acting Chancellor of Nangarhar University Prof Dr M Taher Enayat and lectures for their continuous cooperation and support for this project.

I am also thankful to all those lecturers that encouraged us and gave us all these books to be published and distributed all over Afghanistan. Finally I would like to express my appreciation for the efforts of my colleagues Hekmatullah Aziz, Ahmad Fahim Habibi and Fazal Rahim in the office for publishing books.

Dr Yahya Wardak
CIM-Expert & Advisor at the Ministry of Higher Education
Kabul/Afghanistan, June, 2015
Office: 0756014640
Email: textbooks@afghanic.org

Message from the Ministry of Higher Education

In history, books have played a very important role in gaining, keeping and spreading knowledge and science; and they are the fundamental units of educational curriculum which can also play an effective role in improving the quality of Higher Education. Therefore, keeping in mind the needs of the society and today's requirements and based on educational standards, new learning materials and textbooks should be provided and published for the students.

I appreciate the efforts of the lecturers and authors and I am very thankful to those who have worked for many years and have written or translated textbooks in their fields. They have offered their national duty and they have motivated the motor of improvement.

I also warmly welcome more lecturers to prepare and publish textbooks in their respective fields so that, after publication, they should be distributed among the students to take full advantage of them. This will be a good step in the improvement of the quality of higher education and educational process.

The Ministry of Higher Education has the responsibility to make available new and standard learning materials in different fields in order to better educate our students.

Finally I am very grateful to the chief of German Committee for Afghan Children, Dr. Eroes, and our colleague Dr. Yahya Wardak who have provided opportunities for publishing textbooks of our lecturers and authors.

I am hopeful that this project should be continued and increased in order to have at least one standard textbook for each subject, in the near future.

Sincerely,

Prof. Dr. Farida Momand

Minister of Higher Education

Kabul, 2015

Book Name Chemical Elements II
Author Muhammad Taher Kanay
Publisher Nangarhar Science Faculty
Website www.nu.edu.af
No of Copies 1000
Published 2015, First Edition
Download www.ecampus-afghanistan.org
Printed at Afghanistan Times Printing Press

This Publication was financed by German Aid for Afghan Children, a private initiative of the Eroes family in Germany.

Administrative and Technical support by Afghanic.

The contents and textual structure of this book have been developed by concerning author and relevant faculty and being responsible for it. Funding and supporting agencies are not holding any responsibilities.

If you want to publish your textbooks please contact us:
Dr. Yahya Wardak, Ministry of Higher Education, Kabul
Office 0756014640
Email textbooks@afghanic.org

All rights reserved with the author.

Printed in Afghanistan 2015

ISBN 9781301738168