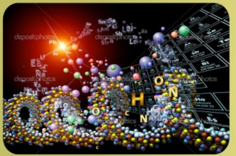
کیمیایي عنصرونه

(لومړی ټوک)

محمد طاهر کاڼی

Afghanic



ننگرهار ساینس پوهنځی

Pashto PDF
2015

Funded by
Kinderhilfe-Afghanistan

Chemical Elements I

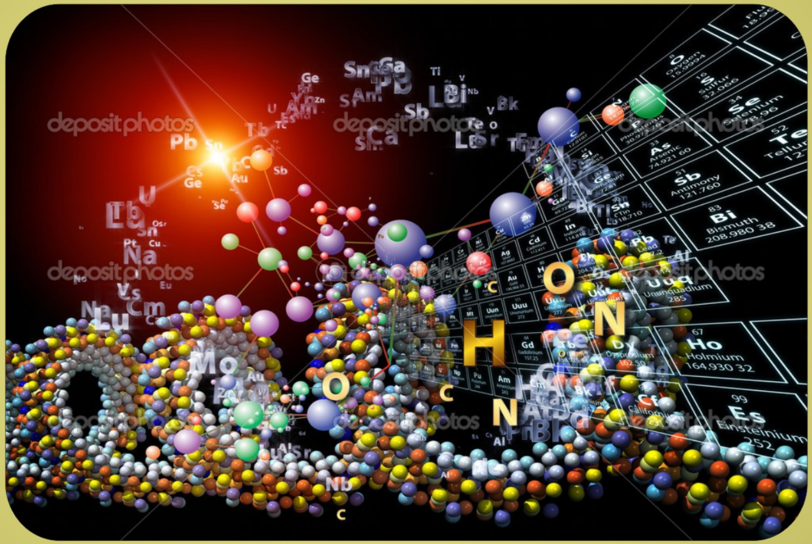
Muhammad Taher Kanay

Download: www.ecampus-afghanistan.org

ننګرهارساینس پوهنځی

کیمیایي عنصرونه

(لومړی ټوک)



محمد طاهر کانی

۱۳۹۴

خرڅول منع دي

کیمیایي عنصرونه
(لومړی ټوک)

Chemical Elements I

محمد طاهر کانی
۱۳۹٤

Afghanic

Nangarhar Science Faculty

Muhammad Taher Kanay

Chemical Elements I

Funded by
Kinderhilfe-Afghanistan

ISBN 978-0-9873172-0-9

Not for Sale

2015

بسم الله الرحمن الرحیم

کیمیایي عنصرونه

(لومړی 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 (لومړی ټوک)
لیکوال	محمد طاهر کاکړ
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: ۰۷۵٦۰۱٤٦٤۰
ایمیل: textbooks@afghanic.org

د چاپ ټول حقوق له مؤلف سره خوندي دي.

ای اس بي ان ۹ – ۰ – ۹۸۷۳۱۷۲ – ۰ – ۹۷۸

د لوړو زده کړو وزارت پيغام

د بشر د تاريخ په مختلفو دورو کې کتاب د علم او پوهې په لاسته راوړلو، ساتلو او خپرولو کې ډېر مهم رول لوبولی دی. درسي کتاب د نصاب اساسي برخه جوړوي چې د زده کړې د کيفيت په لوړولو کې مهم ارزښت لري. له همدې امله د نړيوالو پېژندل شويو معيارونو، د وخت د غوښتنو او د ټولنې د اړتياوو په نظر کې نيولو سره بايد نوي درسي مواد او کتابونه د محصلينو لپاره برابر او چاپ شي.

له ښاغلو استادانو او ليکوالانو څخه د زړه له کومي مننه کوم چې دوامداره زيار يې ايستلی او د کلونو په اوږدو کې يې په خپلو اړوندو څانګو کې درسی کتابونه تأليف او ژباړلي دي، خپل ملي پور يې اداء کړی دی او د پوهې موتور يې 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 محصلينو په واک کې ورکړل شي او د زده کړو د کيفيت په لوړولو او د علمي پروسې په پرمختګ کې يې نېک ګام اخيستی وي.

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

په پای کی د افغان ماشومانو لپاره د جرمني کميټې له رئيس ډاکتر ايروس او زموږ همکار ډاکتر يحيی وردګ څخه مننه کوم چې د کتابونو د خپرولو لپاره يې زمينه برابره کړېده.

هيله منده يم چې نوموړې ګټوره پروسه دوام وکړي او پراختيا ومومي تر څو په نيږدې راتلونکې کې د هر درسي مضمون لپاره لږ تر لږه يو معياري درسي کتاب ولرو.

په درنښت

پوهنوال دوکتور فريده مومند

د لوړو زده کړو وزيره

کابل، ۱۳۹۴

د درسي کتابونو چاپول

قدرمنو استادانو او ګرانو محصلينو!

د افغانستان په پوهنتونونو کې د درسي کتابونو کموالی او نشتوالی له لويو ستونزو څخه ګڼل کېږي. يو زيات شمير استادان او محصلين نوي معلوماتو ته لاس رسی نه لري، په زاړه ميتود تدريس کوي او له هغو کتابونو او چپترونو څخه ګټه اخلي چې زاړه دي او په بازار کې په ټيټ کيفيت فوتوکاپي کېږي.

تراوسه پورې مونږ د ننګرهار، خوست، کندهار، هرات، بلخ او کاپيسا د طب پوهنځيو او کابل طبي پوهنتون لپاره ۱۷۶عنوانه مختلف طبي تدريسي 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 ننګرهار پوهنتون لپاره د ۲۰ نورو غيرطبي کتابونو د چاپ چارې روانې دي. د يادونې وړ ده چې نوموړي چاپ شوي کتابونه د هيواد ټولو طب پوهنځيو ته په وړيا توګه ويشل شوي دي.

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

د www.afghanistan-ecampus.org ويب 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 ستراتيژيک پلان کې راغلي دي چې:

"د لوړو زده کړو او د ښوونې د ښه کيفيت او زده کوونکو ته د نويو، کره او علمي معلوماتو د برابرولو لپاره اړينه ده چې په دري او پښتو ژبو د درسي کتابونو د ليکلو فرصت برابر شي د تعليمي نصاب د ريفورم *لپاره له انګريزي ژبې څخه دري او پښتو ژبو ته د کتابونو او درسي موادو ژباړل اړين دي، له دې امکاناتو څخه پرته د پوهنتونونو محصلين او استادان نشي کولای عصري، نويو، تازه او کره معلوماتو ته لاس رسی پيدا کړي".*

د لوړو زده کړو وزارت، پوهنتونونو، استادانو او محصلينو د غوښتنې په اساس مونږ دا پروګرام غير طبي برخو ته لکه ساينس، انجنيري، کرهنې او نورو پوهنځيو ته هم وغځاوه، تر څو د مختلفو پوهنتونونو او پوهنځيو د اړتيا وړ کتابونه چاپ شي.

مونږ غواړو چې د درسي کتابونو په برابرولو سره د هيواد له پوهنتونو سره مرسته وکړو او د چپټر او لکچر نوټ دوران ته د پای ټکی کېږدو. د دې لپاره دا اړينه 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 هيله کوو، چې په خپلو مسلکي برخو کې نوي کتابونه وليکي، وژباړي او يا هم خپل پخواني ليکل شوي کتابونه، لکچر نوټونه او

چيټرونه 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 (Center for International Migration & Development) CIM 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

د کتاب لړلیک

د لیکوال سریزه	۱
لومړی څپرکی: کیمیایي عنصر او د مندلیف دوره یي جدول	۴
دویم څپرکی: د کیمیایي عنصرونو گروپونه	۲۹
دریم څپرکی: کیمیایي عنصرونه	۱۰۲
۱. هایډروجن	۱۰۲
۲. هیلیم	۱۲۵
۳. لیتیم	۱۴۳
۴. بیریلیم	۱۵۵
۵. بورون	۱۶۵
۶. کاربن	۱۷۵
۷. نایتروجن	۱۹۶
۸. اکسیجن	۲۱۲
۹. فلورین	۲۳۱
۱۰. نیون	۲۴۱
۱۱. سوډیم	۲۵۰
۱۲. مگنیزیم	۲۶۱
۱۳. الومینیم	۲۷۳
۱۴. سیلیکون	۲۸۷
۱۵. فاسفورس	۲۹۸
۱۶. سولفور	۳۱۲
۱۷. کلورین	۳۲۵
۱۸. ارگون	۳۴۱
۱۹. پوتاسیم	۳۵۳
۲۰. کلسیم	۳۶۹

۲۱. سکانڈیم	۳۷۹
۲۲. ٹیٹانیم	۳۹۱
۲۳. واناڈیم	۴۰۵
۲۴. کرومیم	۴۱۴
۲۵. منگانیز	۴۲۸
۲۶. وسپنہ	۴۴۰
۲۷. کوبالٹ	۴۷۴
۲۸. نیکل	۴۸۴
۲۹. مس	۴۹۷
۳۰. جست	۵۱۲
۳۱. گالیم	۵۲۵
۳۲. جرمانیم	۵۳۷
۳۳. ارسینیک	۵۴۵
۳۴. سیلینیم	۵۵۲
۳۵. برومین	۵۶۰
۳۶. کریپٹون	۵۷۰
۳۷. روبیڈیم	۵۷۷
۳۸. سترونتیم	۵۸۶
۳۹. ایتریم	۵۹۶
۴۰. زیرکونیم	۶۰۳
۴۱. نیوبیم	۶۱۴
۴۲. مولیبڈینیم	۶۲۳
۴۳. ٹیکنیٹیم	۶۳۱
۴۴ روٹینیم	۶۳۷

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 ستړې کېدونکې 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 ستړې کېدونکي یون ته دوام ورکوي. په اوسني تاریخي پړاو او 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 یووړل 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 ښښونکي چاپېریال 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 ۶۳ 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 څېړنه 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 درېیم څپرکي کې هر کیمیایي عنصر جلا جلا تشریح او بیان شوی دی. په درېیم 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 نمونې 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 تکراریږي، 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 کانی

روسیه- وولګینسکي

د ۱۳۹۳ لمریز کال د کب ۱۱

د ۲۰۱۵ زېږدي کال د مارچ ۲

لومړی څپرکی

کیمیايي عنصر او د مندلیف دوره يي جدول

کیمیايي عنصر څه شی دی ؟

کیمیايي عنصر د داسې اټومونو یوه ټولګه ده چې د هستو چارج یې یو ډول او د پروټونونو شمېر یې سره مساوي وي. دا شمېر د عنصرونو په دوره یي جدول کې له پرله پسې (اټومي) شمېرې سره برابر دی . هر کیمیايي عنصر خپل لاتیني نوم لري، خپل کیمیايي سېمبول لري چې له یو یا دوو لاتیني توریو جوړ وي، د تیوریکي او عملي (تطبیقي) کیمیا نړیوالې ټولنې «ایوپاک» (IUPAC) له خوا طرحه شوي، منل شوي او د مندلیف په دوره یي جدول کې راوړل شوي دي.

په خپلواک یا نږه ډول د کیمیايي عنصرونو د شتون بڼه ساده (یو عنصره) توکي دي.

تر اوسني مهاله، یانې د ۲۰۱۳ ز کال تر ډیسمبره ۱۱۸ کیمیايي عنصرونه کشف شوي دي. له دغه شمېر څخه یې تر اوسه ځینې په رسمي ډول نه دي منل شوي.

د عنصر د مانا د رامنځته کېدو تاریخچه

د عنصر ویي چې په لاتیني ژبه کې یې (**Elementum**) بولي ، ان لا په کلاسیک (لرغوني) پېر کې د روم د لرغوني سیاستوال او فیلسوف «سیسیرون» (۱۰۲-۴۳ مخزېږد کلونه) ، لرغوني رومي شاعر «پوبلیوس اودیوس ناسو» (۴۳ مخزېږد-۱۷ یا ۱۸ زېږدي کلونه) او بل لرغوني رومي شاعر «کوینتوس هوراتیوس پلاکوس» (۶۵-۸ مخزېږد کلونه)

له خوا د کوم ځیز د یوې برخې (د وینا توک، د رغښت (جوړښت) توک او داسې نور) په توګه کارېده. په لرغونیو زمانو کې داسې یوې مقولې هم شتون درلود: «لکه څنګه چې وییونه (کلمې) له تورو څخه جوړ دي، هماغسې مادې له عنصرونو څخه جوړې دي.» احتمال لري چې له همدې ځایه د دغه وییي ریښه را پیل شوې وي.

د کیمیایي عنصر له اوسنۍ مانا سره تر ټولو ډېره نږدې د کیمیایي فلسفې سېستم مانا وه چې د انګلیسي فیزیکپوه او کیمیاپوه «روبرټ بویل» (۱۲۲۷-۱۲۹۱) له خوا د «شکمن کیمیاپوه» (۱۶۶۱) په کتاب کې څرګنده شوې وه. «بویل» دا ښودلې وه چې د ارستو څلور توکي (عنصرونه) او د کیماګرو درې پرنسیپونه نه شي کېدای چې د عنصرونو په توګه ومنل شي. د بویل د تیورۍ له مخې عنصرونه له آره نه تجزیه کېدونکي توکي دي. دا توکي له لومړنیو، بنسټیزو، یو بل ته ورته، یو ډول خواصو لرونکیو کوشنیو ذرو، چې په لاتیني ژبه کې یې «کورپوس کولیم» (**corpusculum**) بولي، څخه جوړ دي. ټولې پېچلې مادې له همدغو کوشنیو ذرو (کورپوس کولیم) څخه جوړې دي او په همدغو کوشنیو ذرو تجزیه کېدای شي. کورپوس کولیم کېدای شي چې د جولې (بڼې)، کچې، او کتلې له پلوه له یو بل څخه توپیر ولري. کورپوس کولیم چې توکي یا مادې ورڅخه جوړې دي، د توکیو د بدلېدو پر مهال بې بدلونه پاتې کیږي.

د اوسنۍ کیمیا بنسټ اېښودونکي پرانسي کیمیاپوه «انتوان لاورینټ دې لاوېزیر» (۱۷۴۳- ۱۷۹۴) پر ۱۷۸۹ ز کال «د کیمیا ابتدایي کورس» کتاب کې د نوې کیمیا په پېښلیک کې لومړی ځل د کیمیایي عنصرونو نوملړ (د ساده توکیو جدول) راوړی چې په څو ډولونو وېشل شوی دی. دی لومړی ځل له کیمیایي عنصرونو سره یو شمېر ساده توکي برابروي (یو ډول مني). د هغوی په شمېر کې اکسیجن O_2، نایټروجن N_2، هایډروجن H_2، سولفور **S**، فاسفورس **P**، کاربون **C** او تر هغه مهاله ټول پېژندل شوي فلزونه شامل ول. د عنصرونو په شمېر کې رڼا، تودوخه زېږوونکي او «مالګه جوړوونکي خاورین توکي» (په سختۍ تجزیه کېدونکي اکسایډونه لکه کلسیم اکسایډ، مګنیزیم اکسایډ او داسې نور)

هم شامل کړای شول. د عنصرونو په اړه دا نظریه د تجربي- تجزیوي په نامه یاده شوې ځکه چې «لاویزیر» د عنصر د نومېرلو لپاره تجربه او یوازې تجربه د معیار په توګه غوره کړه، د اتومونو او مالیکولونو، چې پخپله شتون یې په ازمایښتي ډول ناشونی دی چې پوخ شي، په اړه یې بله هره غیر تجربي مفکوره ردوله.

د ۱۹ زېږدي پېړۍ په سر کې د انګلیسي کیمیاپوه او هواپوه «جان ډالټون» (۱۷۶۶-۱۸۴۴) له برکته اتومي-مالیکولي تیورۍ پرې برتري خپله کړه چې کیمیایي عنصر یې د اتومونو د یو ېل او خپلواک ډول په توګه وباله، په طبیعت کې یې د ساده او پېچلیو توکیو ښودنه وکړه او هغوی یې له یو ډول یا هم د اتومونو له بېلابېلو ډولونو څخه جوړ شوي وبلل. «ډالټون» لومړی ځل دا یادونه کوي چې اتومي وزن د عنصرونو یو ډېر مهم خاصیت دی چې د دوی کیمیایي طبیعت ټاکي. د سویډني کیمیاپوه «یونس یاکوب برسیلیوس» (۱۷۷۹-۱۸۴۸) او د ده د پلیونو (پیروانو) له برکته پر هغه مهال د پېژندل شویو عنصرونو اتومي وزنونه (اتومي کتلې) په ډېر کره ډول ونومېرل شول. د ۱۹ ز پېړۍ په نیمایي کې ښایسته ګڼ شمېر نوي کیمیایي عنصرونه کشف شول. پر ۱۸۶۰ ز کال د جرمني په «کارلسروهه» ښار کې د کیمیاپوهانو په نړیواله کنګره کې د اتوم او مالیکول ماناوې ونومېرل شوې.

پر ۱۸۶۹ ز کال د نامتو روسي کیمیاپوه «دمیتري ایوانوویچ مېندېلېېف» (مندلیف) (۱۸۳۴- ۱۹۰۷) له خوا د دوره یي قانون تر کشفه ۶۳ عنصرونه پېژندل شوي ول. «مندلیف» کیمیایي عنصرونه د ساده یا پېچلیو توکیو د بنسټیزو برخو، چې دوی ته د فیزیکي او کیمیایي خواصو ټولګه ور په برخه کوي، په توګه ټاکل. د «مندلیف» کشفیاتو دا شونتیا برابره کړه چې پر هغه مهال د یو شمېر نامالومو (ناکشفو) عنصرونو د شتون او د هغوی د خواصو په اړه وړاندوینه وشي او د هغوی د ډلبندۍ لپاره یې پوهنیز بنسټ رامنځته کړ.

خو «مندلیف» دې ته اړوت چې د عنصرونو، چې د اتومي وزن د مخ په زیاتوالي پر بنسټ ځای پر ځای شوي ول، په پرله پسې توب کې څو بدلونونه رامنځته کړي (ځایونه یې بدل

رابدل کړي) او دا د دې لپاره چې د کيميايي خواصو دوره يي توب مراعت شي. همدا راز يې د ناکشفه عنصرونو لپاره مخکې له مخکې په جدول کې ځايونه (خانې) جوړ کړل. وروسته د ۲۰ ز پېړۍ پر لومړيو لسيزو ثرګنده شوه چې د کيميايي خواصو دوره يي توب په اتومي شمېرې يا لمبر (د اتوم د هستې په چارج) پورې اړه لري، نه د عنصر په اتومي کتلې پورې. اتومي کتله د عنصر د پايښت لرونکيو ايزوټوپونو د شمېر او د هغوی د طبيعي خپرېدنې له مخې نومېرل کيږي. بيا هم د عنصر پايښت لرونکي ايزوټوپونه داسې اټومي کتلې لري چې د کوم اهميت له مخې ډله کيږي، ځکه چې په هسته کې د ډېرو اضافي يا د لږو نيوترونونو درلودونکي ايزوټوپونه بې پايښته وي. د پروتونونو د شمېر د زياتېدو (ياني د اټومي شمېرې د زياتېدو) په صورت کې د نيوترونونو، چې په ټوله کې پايښت لرونکې هسته جوړوي، شمېر هم زياتيږي. ځکه خو کېداى شي چې دوره يي قانون داسې هم افاده شي، لکه له اټومي کتلې سره د کيميايي خواصو تړاو، که څه هم دا تړاو په څو پېښو کې نه مراعتيږي.

د کيميايي عنصر اوسنى تعريف، د اټومونو هغه ټولګه ده چې هستې يې يو ډول مثبت چارج ولري او شمېر يې په دوره يي جدول کې د عنصر له شمېرې سره مساوي وي، د انګليسي فيزيکپوه «هنري موزلي» (۱۸۸۷-۱۹۱۵) له خوا پر ۱۹۱۵ ز کال، او بل انګليسي فيزيکپوه «جېمز چېډويک» (۱۸۹۱-۱۹۷۴) له خوا پر ۱۹۲۰ ز کال د کره او بنسټيزو کارونو له برکته راپيدا شو.

پېژندل شوي کيميايي عنصرونه

د هغو کيميايي عنصرونو، چې د ۲۰۱۳ ز کال تر ډيسمبره کشف شوي او پوهنيزې نړۍ ته مالوم دي، شمېر ۱۱۸ ته رسيږي. په دوره يي جدول کې د دغو عنصرونو پرله پسې شمېره له ۱ څخه پيل او پر ۱۱۸ پای ته رسيږي. له دې شمېر څخه يې ۹۴ عنصره په طبيعت کې موندل شوي او کشف شوي، (ځينې يې په ډېره لږه کچه)، او نور ۲۴ عنصره يې په

مصنوعي ډول د هسته يي تعامل په پايله کې لاس ته راغلي دي . د دې نورو ډېرو درنو عنصرونو ، چې تر يورانيم وروسته دي، د سينتېز هڅې هم شوې او له هغه شمېر څخه د داسې عنصرونو د سينتېز څرګندونې شوې لکه د (Unbiquadium) اونبيکواډيم (۱۲۴) ، او د داسې عنصرونو په اړه ناسيده شواهد ، لکه د (Unbinilium) اونبينيليم (۱۲۰) او (Unbihexium) اونبيهکسييم (۱۲۶) ښودل شوي چې تر اوسه نه دي منل شوي او پخلى يې نه دى شوى. همدا راز د طبيعي توريم (Thorium) کيميايي عنصر په بېلګو کې د (Unbibium) اونبيبييم (۱۲۲) په نامه عنصر د راپيدا کېدا په اړه هم خبرتيا خپره شوې وه، خو پر راتلونکي مهال په دې اړه د لا ډېرو کره مېتودونو په کارولو سره او د نورو مالوماتو د راټولولو په پايله کې د نومورې خبرتيا پخلى ونه شو . سربېره پر دې، د «ميټيوريټ» په نامه اسماني ډبرو په ماده کې د داسې ذرو د ټکرونو د نښو نښانو په اړه هم مالومات شته چې اتومي شمېرې يې له ۱۰۵ څخه تر ۱۳۰ پورې دي او دا په ماهيت کې په ناسيده ډول کېداى شي چې د پايښت لرونکيو ډېرو درنو هستو د شتون ثبوت وي . د ټيکاو ټاپو (ثبات ټاپو) د تيورۍ له په پام کې نيولو سره، په جدول کې تر يورانيم وروسته ډېرو درنو عنصرونو په اړه لټونې تر اوسه په بري پاى ته نه دي رسېدلې، خو تر يورانيم وروسته د نويو عنصرونو سينتېزول (مصنوعي جوړول) د روسيې، امريکا، جرمني او جاپان د هسته يي يا اټومي څېړنو په منځيو کې د پوهانو د نړيوالو ډلو له خوا دوام لري.

د نويو، په طبيعت کې لا ناکشفو عنصرونو سينتېز، چې اتومي شمېره يې تر يورانيم لوړه وي (د عنصرونو په دوره يي جدول کې تر يورانيم وروسته وي)، په لومړي سر کې د يورانيم د هستو په واسطه د نيوترونونو د ډېر ځليز اشغال په مرسته په اټومي بټيو کې د نيوترونونو د ډېر ګړندي بهير او د اټومي او هايډروجني چاودنې په شرايطو کې ترسره کيږي. تر دې وروسته د نيوترونونو ګڼ شمېر هستې بېټا - تجزيه کيږي، د اټومي شمېرې زياتوالى رامنځته کوي، هستې ځنځيري بڼه خپلوي، يوه هسته په بله تجزيه کيږي او نورې نوې هستې جوړوي چې اټومي شمېره يې ۹۲ > Z وي . نيپتونيم (۹۳ = Z) ، پلوتونيم (۹۴) ، امريسيم (۹۵) ، بيرکيليم (۹۷) ، اينشټينيم (۹۹) او فيرميم (۱۰۰) په دې

ډول کشف شوي دي. کیوریم (۹۶) او کالیفورنیم (۹۸) هم کېدای شي په همدې ډول سینتېز شي او تر لاسه شي، خو دا عنصرونه لومړی ځل د ذرو په ګرېندي کوونکي ماشین کې د الفا - ذرو پر مټ پلوتونیم او کیوریم ته په وړانګو ورکولو سره کشف شوي ول. تر دې ډېر درانه عنصرونه له مندلیفیم (۱۰۱) عنصر څخه نیولې یوازې د سپکو ایونونو پر مټ د اکټینیډونو نښو ته په وړانګو ورکولو سره په ذروي ګرېندي کوونکي ماشین کې تر لاسه کېدای شي.

د نوي کیمیایي عنصر د نومولو حق هغه چاته ورکول کیږي، چا چې همدا نوی عنصر تر ټولو مخکې کشف کړی وي. د نوي کشف په اړه خبر د ځو کلونو په بهیر کې د ناپېیلو لابراتوارونو له خوا څارل او کنټرولیږي او د پخلي (تصدیق او ثبوت) په صورت کې د تیوریکي او عملي کیمیا نړیوال ټولنه «ایو پاک» (**IUPAC**) په رسمي ډول د نوي عنصر د نامه پخلی کوي.

ټول ۱۱۸ عنصرونه د تیوریکي او عملي کیمیا د نړیوالې ټولنې له خوا دایمي منل شوي نومونه نه لري. له رسمي منل شویو عنصرونو څخه یې تر ټولو ډېر دراندہ عنصرونه، چې دایمي رسمي نومونه لري ، ۱۱۲ شمېره عنصر دی چې د ۲۰۱۲ ز کال په می کې ورته د لیورموریم نوم ورکړ شوی، او ۱۱۴ شمېره عنصر فلیروویم دی.

د ډېرو درنو عنصرونو د نومونو، چې شمېرې یې ۱۱۳، ۱۱۵، ۱۱۷ او ۱۱۸ دي او پر ۲۰۰۲-۲۰۱۰ ز کلونو په روسیې فدراسیون او امریکا متحدو ایالتونو کې تر لاسه شوي، تر اوسه لا رسمي پخلی نه دی شوی. دوی لنډمهاله نومونه لري.

ځینې یا هم هغه عنصرونه چې تر اوسه یې لا پخلی نه دی شوی، ډېری مهال د هغه سېستم له مخې نومول کیږي چې د مندلیف له خوا کارېده، او هغه دا چې په دوره یي جدول کې د پاسني متجانس له نامه څخه اخیستل کیږي، داسې چې د «ایکا» یا هم کله کله د «دوي» مختاړي ورزیاتیږي. دا مختاړي په سانسکرېټي ژبه کې د «یو» او «دوه» ماناوې لري. دا

په دې پورې اړه لري چې متجانس ۱ او که ۲ دورې پورته ځای پر ځای دی. د سارې په توګه د جرمانیم **Ge** عنصر، چې په دوره یي جدول کې تر سیلیکون **Si** لاندې ځای پر ځای دی او مندلیف یې په اړه وړاندوینه کړې وه، تر کشف مخکې د ایکاسیلیکون په نامه یادېده، اونون اکتیم **Uuo** (۱۱۸) هم د ایکارادون په نامه، فلیرووویم (انون اکتیم، ۱۱۴) د ایکاسرپو په نامه.

د کیمیایي عنصرونو سېمبولونه

د کیمیایي عنصرونو سېمبولونه د عنصرونو د نومونو د لنډون په توګه کارېږي. د سېمبول لپاره زیاتره د عنصر د نامه لومړی توری رااخیستل کیږي او د اړیزې په صورت کې ورپسې بل توری، یا هم د نامه د بلې برخې توری یې ورسره یوځای کیږي او د سېمبول په توګه ټاکل کیږي. زیاتره سېمبول د عنصر د لاتیني نامه له لومړیو توریو څخه جوړېږي. د ساري په توګه مس چې لاتیني نوم یې (**cuprum**) دی، سېمبول یې (**Cu**) ټاکل شوی، سپین زر چې لاتیني نوم یې (**argentum**) دی سېمبول یې (**Ag**) ټاکل شوی، وسپنه چې لاتیني نوم یې (**ferrum**) دی سېمبول یې (**Fe**) دی، سره زر چې لاتیني نوم یې (**aurum**) دی، سېمبول یې (**Au**)، او سیماب چې لاتیني نوم یې (**hydrargirum**) دی، سېمبول یې (**Hg**) ټاکل شوی دی. د کیمیایي سېمبولونو دا سېستم پر ۱۸۱۱ ز کال د سویډني کیمیاپوه «یونس یاکوب برسیلیوس» (۱۷۷۹-۱۸۴۸) له خوا وړاندیز شوی وو. د عنصرونو لنډمهال سېمبولونه، چې د دوی د دایمي نومونو او سېمبولونو د نومېرنې او ټاکنې تر رسمي پخلي پورې کارېږي، له دریو توریو څخه جوړ شوي چې د دوی د اتومي شمېرې په لسګوني ثبت کې د دریو ارقامو لاتیني نومونو مانا لري. د ساري په توګه، اونون اکتیم چې ۱۱۸ شمېره عنصر دی، لنډمهاله سېمبول یې **Uuo** دی. همدا راز د پاسني متجانس د مانا وو سېستم هم کارېږي (**Eka-Rn, Eka-Pb**) او داسې نور.

هغه رقمونه چې اندازه یې کوشنۍ او د عنصر سېمبول ته نږدې وي، دا سې ماناوې لري:
کيڼې خواته پاس رقمونه د اتومي کتلې، کيڼې خواته ښکته پرله پسې شمېره (لمبر)، ښۍ خواته پاس د ایون چارج، ښۍ خواته ښکته یې په مالیکول کې د اتومونو د شمېر په مانا دي.

د ایون چارج اتومي کتله

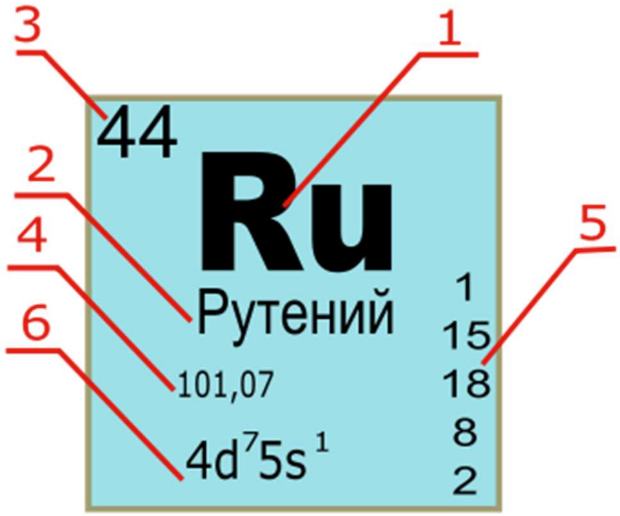
د عنصر سېمبول

په مالیکول کې د اتومونو شمېر پرله پسې شمېره

بېلګې:

- H_2 د هایډروجن مالیکول چې د هایډروجن له دوو اتومونو څخه جوړ دی.
- Cu^{2+} د مسو ایون چې چارج یې مثبت دوه +۲ دی.
- $^{12}_{6}C$ د کاربون اتوم چې د هستې چارج یې پوره ۶ دی او اتومي کتله یې له ۱۲ سره مساوي ده.

د کیمیایي عنصرونو په دوره یي جدول کې د عنصر پېژندکارت په لاندې ډول تشرېح کېږي (په دې بېلګه کې روتېنیم **Ru** ښودل شوی دی):



۱. د کیمیایي عنصر سېمبول **Ru**.

۲ . په روسي ژبه کې د کیمیایي عنصر نوم (**Рутений**)، په لاتیني ژبه کې (**Ruthenium**) دی.

۳. د کیمیایي عنصر پرله پسې شمېره **۴۴** چې د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو له شمېر سره مساوي ده.

۴. اتومي کتله: د ځمکې د غونډاري په پاسني کلک قشر جیوسفیر کې د پایښت لرونکیو ایزوټوپونو د اتومي کتلې منځنۍ کچه (اندازه، مقدار)، یا د تر ټولو ډېر عمر لرونکي ایزوټوپ اتومي کتله (د رادیو اکتیفي عنصرونو لپاره).

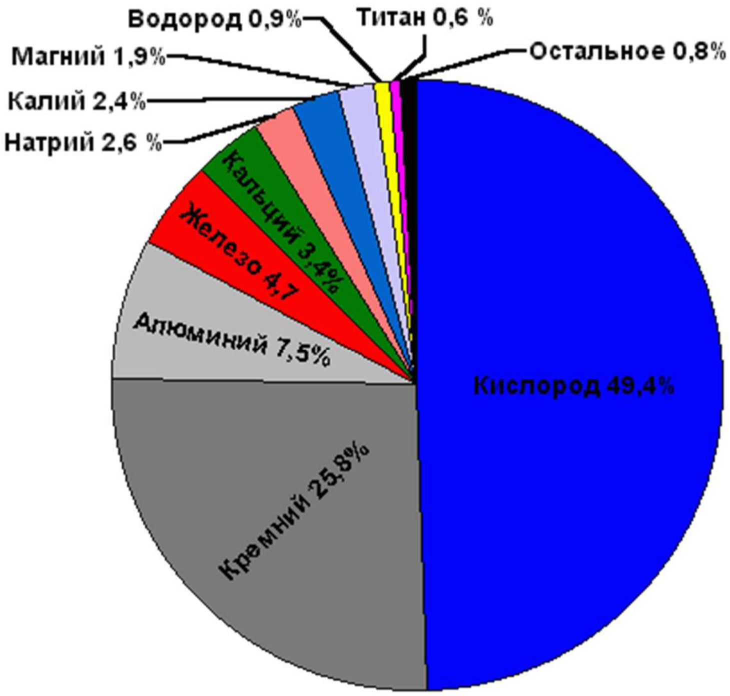
۵. د اتوم پر انرژیکي سویو باندې د الکترونونو وېش.

۶. د اتوم د الکتروني وېش فورمول.

په طبیعت کې د کیمیایي عنصرونو شتون

د کیمیایي عنصرونو له شمېر څخه هغه عنصرونه چې د ځمکې په پاسني کلک قشر کې یې تر نورو ډېره پراختیا موندلې، هغه اکسیجن O_2 او سیلیکون **Si** دي. دا عنصرونه له نورو عنصرونو لکه الومینیم **Al**، وسپنه **Fe** ، کلسیم **Ca** ، سوډیم **Na**، پوتاسیم **K** ، مګنیزیم **Mg** ، هایډروجن H_2 او ټیټانیم **Ti** سره د ځمکې د قشر د کتلې څه د پاسه ۹۹ سلنه جوړوي. نوره څه کم یوه سلنه برخه نورو عنصرونو ته پاتې کیږي. په سمندري اوبو کې پر اکسیجن او هایډروجن سربېره تر ټولو ډېر دا عنصرونه هم شتون لري لکه کلورین Cl_2، سوډیم، مګنیزیم ، سولفور **S**، پوتاسیم، برومین Br_2 او کاربون **C** . د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د عنصر کتلوي کچه (اندازه، مقدار) د کلارک شمېرې یا د عنصر کلارک په نامه یادیږي. (د کلارک شمېره یا د عنصرونو کلارک د ځمکې په قشر، اوبو H_2O ، په ځمکه، تشیال (کیهاني) اجسامو، په جیوکیمیایي یا تشیال سېستمونو او نورو کې د کیمیایي عنصرونو منځنۍ کچه ښیي).

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د عنصرونو کچه پخپله په ځمکه کې د عنصرونو له کچې څخه توپیر لري، ځکه چې د ځمکې د پاسني قشر، د ځمکې د دویم قشر «منټل» (**Mantle**) او پخپله د ځمکې د هستې کیمیایي ترکیبونه په خپل منځ کې توپیر لري. د ځمکې هسته (د ځمکې له پاسني قشر څخه د ۲۹۰۰ کیلومترو په ژوره کې موقعیت لري) په ټوله کې له وسپنې او نیکلو څخه جوړه ده. په خپل وار په لمریز نظام او په ټوله کې په پینۍ (کایناتو) کې هم د عنصرونو کچه د ځمکې له هغې څخه توپیر لري. هغه عنصر چې په پینۍ کې تر نورو ټولو ډېر دی، هغه هایډروجن دی. په هایډروجن پسې دویم ځای هیلیم **He** نیولی دی. په تشیال (کیهان) کې د کیمیایي عنصرونو او د دوی د ایزوټوپونو د نسبتي پراختیا څېړنه د هسته یي سینتېز د بهیرونو، د لمریز نظام او د اسماني اجسامو د اوږدمهاله بدلون په اړه د مالوماتو مهمه سرچینه ده.



انځور : د کلارک د شمېر له مخې د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د کيميايي عنصرونو کچه د سلنې په شمېر

د پاسني انځور تشرېح:

۱ . د ځمکې په پاسني قشر کې په سلو کې **۴۹,۴** (نهه څلوېښت اشاريه څلور) سلنه اکسيجن دی چې په انځور کې په شنه اسماني رنګ ښودل شوی.

۲ . په سلو کې **۲۵,۸** سلنه سيليکون دی. (د تور وزمه پولادي رنګ برخه).

۳ . په سلو کې **۷,۵** سلنه الومينيم دي. (د پولادي رنګ برخه).

۴. په سلو کې **۴,۷** سلنه وسپنه ده . (د سره رنګ برخه).

۵. په سلو کې ۳٫۴ سلنه کلسیم دي. (د زرغون رنګ برخه).

۶. په سلو کې ۲٫۶ سلنه سوډیم دي. (د ګلابي رنګ برخه).

۷. په سلو کې ۲٫۴ سلنه پوتاسیم دي. (د پیکه شنه رنګ برخه).

۸. په سلو کې ۱٫۹ سلنه مګنیزیم دي. (د پولادي وزمه رنګ برخه).

۹. په سلو کې ۰٫۹ سلنه هایډروجن دی. (د زیړ رنګ برخه).

۱۰. په سلو کې ۰٫۶ سلنه ټیټانیم دی. (د ارغواني رنګ برخه).

۱۱. په سلو کې ۰٫۸ سلنه برخه نور پاتې عنصرونه جوړوي. (د تور رنګ برخه).

جوړېدنه یې

ډېری کیمیایي عنصرونه (له ۱۱۸ څخه یې ۹۴) په طبیعت (د ځمکې په پاسني قشر) کې موندل شوي دي. له دوی څخه یې ځینې په لومړي سر کې په مصنوعي ډول تر لاسه شوي ول چې نومونه یې دا دي: ټیکنیټیم **Tc**، پرله پسې شمېره یې ۴۳، پرومیټیم **Pm**، پرله پسې شمېره یې ۶۱، استاټین **At**، پرله پسې شمېره یې ۸۵، همدا راز په دوره یي جدول کې تر یورانیم وروسته عنصرونه لکه نیپتونیم **Np**، پرله پسې شمېره یې ۹۳، او پلوتونیم **Pu**، پرله پسې شمېره یې ۹۴. دا ۵ عنصرونه د دوی تر مصنوعي جوړونې وروسته په طبیعت کې په ډېره لږه کچه کشف شول. دوی د یورانیمو **U** او توریم **Th** د رادیواکتیفي تجزیې په پایله کې د منځواټنیزو (ارتباطي) هستو په توګه، همدا راز د یورانیمو پر مټ د نیوترونونو د اشغال او ورپسې د دوی د بېتا- تجزیې په پایله کې جوړیږي. په دې ډول د ځمکې د غونډاري په پاسني کلک قشر کې د مندلیف جدول ټول لومړي ۹۴ عنصرونه په ډېرو بېلابېلو کچو سره شتون لري.

له دغو **۹۴** عنصرونو، چې د ځمکې په پاسني قشر کې موندل شوي او کشف شوي، څخه يې ډېرى (**۸۳** عنصرونه) لومړني عنصرونه دي. دوی د هسته يي سينتېز په پايله کې د لمريز نظام تر جوړېدو مخکې په کهکشان کې راپيدا شوي او دا عنصرونه داسې ايزوټوپونه لري چې يا پايښت لرونکي (تلپاتې) دي او يا خو ډېر اوږد عمر لري. ځکه خو د دومره اوږدې زمانې، ياني د **۴,۵۶۷** ميلياردو کلونو په تېرېدو سره هم ټوټې شوي او تجزيه شوي نه دي. نور **۱۱** طبېعي عنصرونه لکه ټيکنيټيم، پروميټيم، پولونيم، استاټين، راډون، فرانسيم، راډيم، اکټينيم، پروټاکټينيم، نيپتونيم او پلوټونيم راډيوجينيک (**radiogenic element**) عنصرونه دي. دا عنصرونه د دومره اوږده عمر لرونکي ايزوټوپونه نه لري، ځکه خو د ځمکې په پاسني قشر کې د دغو عنصرونو ټول شته طبېعي اتومونه د نورو عنصرونو د راديواکتيفي تجزيې په پايله کې جوړ شوي دي.

ټول هغه عنصرونه چې د کيميايي عنصرونو په دوره يي جدول کې تر پلوټونيم **Pu** (پرله پسې شمېره **۹۴**) وروسته راغلي، د ځمکې په پاسني قشر کې هيڅ نشته. له دوی څخه يې ځيني کېدای شي چې په تشيال (کيهان) کې د سوپرنووا (**Supernova**) ستوريو د چاودنې په پايله کې جوړ شي. د دې عنصرونو د ټولو پېژندل شويو ايزوټوپونو نيمايي عمرونه د ځمکې د زماني شتون په پرتله لنډ دي. د ډېرو درنو اټکلي طبېعي عنصرونو ډېر کليزو لټونو تر اوسه کومې پايلې نه دي ورکړې.

ډېرى کيميايي عنصرونه، پرته له څو ډېرو سپکو، په کايناتو کې د ستورو د هسته يي سينتېز په بهير کې راپيدا شوي دي. (تر وسپنې پورې عنصرونه د هسته يي سينتېز په پايله کې، د ډېرو درنو عنصرونو د اتومونو د هستو پر مټ د نيوترونونو د هستو د پرله پسې اشغال او ورپسې د بېټا- تجزيې، همدا راز په يو شمېر نورو هسته يي تعاملونو کې رامنځته شوي دي). تر ټولو ډېر سپک عنصرونه لکه هايډروجن او هيليم نږدې بشپړ، ليتيم **Li** ، بيريليم **Be** او بورون **B** تر يوې کچې تر سترې چاودنې (**Big Bang**) (لومړني هسته يي سينتېز) وروسته په لومړيو دريو دقيقو کې جوړ شوي دي.

د محاسبو له مخې، د په ځانګړي ډول ډېرو درنو عنصرونو یوه له مهمو سرچینو څخه باید په پیني (کایناتو) کې د نیوتروني ستورو یو ځای کېدل (سره یو کېدل) وي چې په بهیر کې یې ګڼ شمېر داسې عنصرونه ازادېږي (غورځول کېږي)، چې په پایله کې د نویو ستوریو او د دوی پر شاوخوا ګرځندو ستوریو (سیارو) په جوړېدنه کې برخه اخلي.

کیمیایي عنصرونه د کیمیایي توکیو د ترکیبي برخې په توګه

کیمیایي توکي یا مادې کېدای شي چې له یوه کیمیایي عنصره جوړ شوي وي چې د ساده مادې په نامه یادي، او هم کېدای شي چې له بېلابېلو کیمیایي عنصرونو څخه جوړ وي چې د پېچلې مادې یا کیمیایي مرکب په نامه یادېږي.

کیمیایي عنصرونه نږدې **۵۰۰** ساده توکي جوړوي. د یوه عنصر دا وړتیا (قابلیت)، چې د داسې بېلابېلو ساده توکیو په بڼه شتون لرلای شي چې د خواصو له پلوه په خپل منځ کې توپیر لري، د الوتروپي (**Allotropy**) یانې بل بڼه بیز یا څو بڼه توب په نامه یادېږي. په ډېری پېښو کې د ساده توکیو نومونه د اړوندو عنصرونو له نومونو سره سمون لري. د ساري په توګه جست، الومینیم او کلورین. خو د ساده مادې د څو بل بڼه بیزونو د مخبېلګو او عنصر د شتون په حالت کې کېدای شي په خپل منځ کې توپیر ولري. د ساري په توګه اکسیجن (ډای اکسیجن، O_2) او ازون (O_3)؛ الماس، ګرافیت، او د کاربون د یو شمېر نورو بل بڼه بیزو مخبېلګې د کاربون له بې بڼې (بې شکله) حالتونو سره شتون لري.

په عادي شرایطو کې ۱۱ عنصرونه د ساده مادو د ګاز په بڼه شتون لري. لکه هایډروجن H_2، هیلیم **He**، نایټروجن N_2، اکسیجن O_2، فلورین F_2، نیون **Ne**، کلورین Cl_2، ارګون **Ar**، کریپټون **Kr**، کسینون **Xe** او راډون **Rn**. دوه یې برومین Br_2 او سیماب **Hg** اوبلن (مایع) دي، نور عنصرونه جامد دي.

د کیمیایي عنصرونو دوره يي جدول

د کیمیایي عنصرونو دوره يي جدول د همدغو عنصرونو داسې گروپ بندي ده چې د دوی بېلابېل خواص د دوی د اټومي هستو له چارج سره تړي. دا سېستم د دوره يي قانون گرافیکي ښودنه ده چې د روسي کیمیاپوه «دمیتري ایوانوویچ مېندېلېیېف» (۱۸۳۴-۱۹۰۷) له خوا پر ۱۸۶۹ ز کال اوډل شوی وو. (د «مندلیف» نوم په روسي ژبه کې «مېندېلېیېف» تلفظ او لیکل کیږي.) د دغه سېستم لومړنی ځېل (وریانټ) د «مندلیف» له خوا پر ۱۸۶۹-۱۸۷۱ ز کلونو طرحه شوی وو چې د عنصرونو خواص یې د دوی د اټومي وزن (چې اوس یې اټومي کتله بولي) له هستې سره تاړه. هغه مهال د دوره يي جدول د انځورونې لپاره څو ځېلونه وړاندېز شوي ول، لکه کاږه شننیز جدولونه، مېچپوهنیز (هندسي) شکلونه او داسې نور. د جدول په اوسني ځېل کې د عنصرونو په اړه مالومات په غبرگ (دوه گوني) جدول کې وړاندې شوي چې هر گروپ د عنصرونو بنسټیز فیزیکي او کیمیایي خواص ټاکي او کرښې یې د دورو مانا لري چې په ټاکلي مقیاس کې یو بل ته ورته دي.

د جدول د کشف تاریخچه

د ۱۹ ز پېړۍ تر نیمایي ټول ۶۳ کیمیایي عنصرونه کشف شوي ول او ډېر ځلي دا هڅې وشوې چې په دغه شمېر کې قاعدې وموندل شي. پر ۱۸۲۹ ز کال الماني کیمیاپوه «یوهان ولفگنگ دوبیرینر» (۱۷۸۰-۱۸۴۹) د ده له لوري جوړ شوی قانون چاپ کړ او هغه دا چې: د ډېرو عنصرونو اټومي وزن د دوو نورو عنصرونو اټومي وزن ته نږدې دی، هغه عنصرونه چې د کیمیایي خواصو له پلوه سره نږدې دي. لکه سترونتیم، کلسیم او باریم؛ کلورین، برومین او ایوډین. پرانسي ځمکپېژندونکی او کیمیاپوه «الېکساندر اېمیل شانکورتوا» (۱۸۲۰-۱۸۸۶) هغه سړی وو چې لومړی ځل یې پر ۱۸۶۲ ز کال دا هڅه وکړه چې عنصرونه د دوی د اټومي وزنونو د زیاتوالي په پام کې نیولو سره په ترتیب سره ځای پر ځای کړي. ده

عنصرونه د سپیرینګي (تاو لرونکې) کربښې په اوږدو کې ځای پر ځای کړل او د کیمیایي خواصو تکرار یې په عمودي ډول سره وښود. خو دغو دواړو مودلونو د پوهانو پام ځان ته وروانه ړاوه.

انګلیسي کیمیاپوه او موسیقي پوه «جان الېکساندر نیولېنډس» (۱۸۳۷-۱۸۹۸) پر ۱۸۶۶ ز کال د دوره یي جدول خپل ځېل وړاندې کړ. د ده له لوري د وړاندې شوي مودل ظاهرې بڼه د «مندلیف» هغه ته یو څه ورته وه، خو لکه څنګه چې نوموړي په ټینګار دا هڅه کوله چې په جدول کې د موسیقۍ پټه ماورالطبیعي همغږي پیدا کړي، نو له دې لامله یې ښه نوم ونه ګاټه. په همدغه لسیزه کې د کیمیایي عنصرونو د سېستماتیکي اوډنې په لاره کې څو نورې هڅې هم وشوې؛ له دې شمېر څخه الماني کیمیاپوه «یولیوس لوتر مایر» (۱۸۳۰-۱۸۹۵) وروستي ځېل ته ډېر نږدې شو.

د روسي کیمیاپوه «د. ای. مندلیف» د کیمیایي عنصرونو د لومړني دوره یي جدول خپله لومړنۍ سرسري نقشه پر ۱۸۶۹ ز کال «د عنصرونو د خواصو تناسب د دوی له اټومي وزن سره» لیکنه کې «د روسیې کیمیایي ټولنه» مجله کې چاپ کړه.

داسې ویل کېږي چې «مندلیف» ته د کیمیایي عنصرونو د جدول مفکوره په خوب کې ورغلې وه. (مانا دا چې په خوب یې لېدلې وه). خو ده یوه ورځ د دې پوښتنې په ځواب کې، چې ده د عنصرونو دوره یي جدول څنګه کشف کړ، وویل: «ما پر دغه سېستم شل کاله فکر وکړ، تاسې فکر کوئ چې ناست وم او ....ناڅاپه هر څه چمتو شول».

مندلیف له کیمیایي عنصرونو (هغه مهال ټول ۶۳ عنصرونه کشف شوي ول، چې د دوی له شمېر څخه یې هم وروسته یو عنصر «ډیډیمیم» **Di** په اصل کې ترکیبي وو او له دوو نورو یو ځل بیا کشف شویو عنصرونو «پرازیوډیمیم» **Pr** او «نیوډیمیم» **Nd** څخه جوړ وو.) څخه د هر یوه بنسټیز خواص په بېلو بېلو کوشنیو کاغذونو کې لیکي، دا کاغذونه سره ادلون بدلونوي، ځایونه یې بدلوي، هغه عنصرونه چې خواص یې په خپل منځ کې سره

ورته والی لري، هغوی په یوه لیکه کې راولي او ترتیبوي یې. بیا دا لیکې په خپل منځ کې سره پرتله کوي. مندلیف په وارو وارو دا بدلونونه پکې راولي. د کیمیاپوه د دې کار پایله دا کیږي چې دی پر ۱۸۶۹ ز کال «د عنصرونو د جدول تجربه، چې د دوی پر اټومي وزن او کیمیایي ورته والي باندې بنسټ لري» لومړنی وریانټ د روسیې پوهنیزو موسسو او نورو هېوادو ته استوي. په دغه جدول کې عنصرونه په ۱۹ افقي لیکو کې نیول شوي او ځای پر ځای شوي ول. (د په خپل منځ کې ورته عنصرونو لیکې د همدغو عنصرونو ګروپونه شول او په اوسني جدول کې د ګروپ (ګروپونو) په نامه یادیږي). جدول په ۶ عمودي کربښو وویشل شو چې په راتلونکې کې د دورو په نامه ونومول شول. مندلیف پر ۱۸۷۰ ز کال «د کیمیا بنسټونه» کې «د عنصرونو طبیعي جدول» دویم ځېل چاپوي چې زموږ لپاره تر ډېره بریده مامولي او اشنا بڼه لري: هغه دا چې، د عنصرونو افقي لیکې د دوی پر ۸ عمودي ګروپونو بدلې شوې؛ د لومړي ځېل ۶ عمودي لیکې په داسې دورو بدلې شوې، چې په الکلي (القلي) فلز پیلېدې او په هالوجین پای ته رسېدې. هره دوره بیا پر دوو لیکو وویشل شوه؛ په یوه ګروپ کې له بېلابېلو لیکو شاملو عنصرونو بیا ګروپکی جوړاوه.

د مندلیف د کشف ماهیت په دې کې وو چې د کیمیایي عنصرونو د اټومي کتلې له زیاتېدو سره سم د دوی خواص په یو ډول نه، بلکې په دوره یي ډول بدلیږي. تر د بېلابېلو خواصو درلودونکي ټاکلي شمېر کیمیایي عنصرونو وروسته، چې د اټومي وزن د زیاتېدو په ترتیب سره ځای پر ځای شوي، د دوی خواص په تکرارېدو پیل کوي. د ساري په توګه، سوډیم پوتاسیم ته، فلورین کلورینو ته، سره زر سپینو زرو او مسو ته. ښکاره خبره ده چې خواص ټول کره نه تکراریږي، پر دوی بدلونونه هم وراضافه کیږي. د مندلیف د کار توپیر تر ده د مخکینیو کیمیاپوهانو له کارونو سره دا وو چې ده د عنصرونو د ډلبندۍ لپاره یو بنسټ نه، بلکې دوه بنسټه درلودل چې یو یې د عنصر اټومي کتله او بل یې کیمیایي ورته والی وو. د دې لپاره چې دوره یي توب په بشپړه توګه مراعت شي، د مندلیف له خوا ډېر زړور ګامونه واخیستل شول. هغه دا چې، ده د ځینو عنصرونو اټومي کتلې سمې کړې. د ساري په توګه د بیریلیم، اینډیم، یورانیم، توریم، سیریم، ټیټانیم، او

ایتریم. ده څو عنصرونه په خپل جدول کې ځای پر ځای کړل، له دې سره سره چې هغه مهال دا تصورات منل شوي وو چې دا عنصرونه داسې عنصرونو ته ورته والی لري، لکه تالیم چې له الکلي (القلي) فلزونو څخه ګڼل کېده. ده دا عنصر د هغه د لوی ظرفیت په پام کې نیولو سره په دریم ګروپ کې ځای پر ځای کړ. نوموړي په جدول کې د دې لپاره تشې خانې (ځایونه) پرې ښودل چې پر راتلونکي مهال نور نوي کشفېدونکي عنصرونه پکې ځای پر ځای شي. مندلیف د خپلو دغو کارونو پر بنسټ دوره یي قانون جوړ کړ چې ښه یې د مهال په تېرېدو سره یوڅه بشپړه شوه.

د دوره يي قانون پوهنیز کره والي او اعتبار پر راتلونکي ډېر لنډ مهال پوخوالی خپل کړ. پر ۱۸۷۵ - ۱۸۸۲ ز کلونو د ګالیم **Ga**، سکانډیم **Sc** ، او جرمانیم **Ge** عنصرونه کشف شول . مندلیف له دوراني سېستم څخه په کار اخیستنې نه یوازې د دغو عنصرونو د شتون په اړه وړاندوینه وکړه، بلکې د هغوی یو شمېر فیزیکي او کیمیایي خواص یې هم په هېښنده کره ډول بیان کړل.

د ۲۰ پېړۍ په سر کې د اټوم د جوړښت له کشف سره سم دا مالومه کړای شوه چې د عنصرونو د خواصو د بدلون دوره يي توب په اټومي وزن سره نه، بلکې د هستې په چارج سره ټاکل کېدای شي، داسې چې له اټومي شمېرې (لمبر) او د الکترونونو له شمېر سره برابر وي. د عنصر د اټوم په الکتروني قشرونو باندې د الکترونونو وېش د ده کیمیایي خواص ټاکي.

د دوره يي سېستم راتلونکې وده د عنصرونو د دوره يي جدول د تشو خانو له ډکولو سره تړاو لري، چې په هغوی کې نوي نوي کشفېدونکي عنصرونه ځای پر ځای کېدل. لکه نجیبه ګازونه، طبیعي او په مصنوعي ډول ترلاسه شوي رادیواکتیفي عنصرونه. پر ۲۰۱۰ ز کال د ۱۱۷ شمېرې عنصر له سینتېز سره د دوره يي جدول ۷ دوره پای ته ورسېده. د مندلیف جدول د لاندینۍ پولې مسئله د اوسنۍ تیوریکي کیمیا له ډېرو مهمو مسئلو څخه د یوې مسئلې په توګه پاتې ده.

د دوره يي جدول جوړښت

د کيميايي عنصرونو د دوره يي جدول دريو ځېلونو (وريانتونو) تر ټولو ډېره پراختيا موندلې. لومړی لنډ ځېل، دويم اوږد ځېل او دريم ډېر اوږد ځېل. د جدول په ډېر اوږده ځېل کې هرې دورې پوره يوه کرښه نيولې ده. په اوږده ځېل کې لانتانيډونه او اکتينيډونه له جدول څخه ايستل شوي، لږ لاندې ځای ورکړ شوی چې جدول يې په اصطلاح ښه‌ښکلی او لنډ کړی (کومپاکت) کړی دی. د جدول په لنډ ځېل کې پر دې سربېره، څلورمې او تر هغې وروسته دورو دوې دوې کرښې نيولې دي.

د جدول لنډ ځېل، چې د عنصرونو ۸ گروپونه يې لرل، پر **۱۹۸۹** ز کال «د تيوريکي او عملي کيميا د نړيوالې ټولنې» له خوا رسمي لغوه شو. له دې سلا سره سره چې ښه به دا وي، چې د جدول اوږد ځېل وکارول شي، لنډ ځېل يې د روسيې په ډېرو لارښودونو او مالوماتي کتابگوټيو کې د پخوا په شان چاپيږي. له بهرنيو کتابونو څخه د جدول لنډ ځېل په بشپړه توگه لري شوی او د ده پر ځای د جدول اوږد ځېل کاريږي.

پر **۱۹۵۱** ز کال د کيميا په څانگه کې د نوبل ډالۍ گټونکي امريکايي کيمياپوه او فيزيک- اټومپوه «گلين ټيوډور سيبورگ» (۱۹۱۲- ۱۹۹۹) پر ۱۹۷۰ ز کال د کيميايي عنصرونو پراخ دوره يي جدول وړانديز کړ. بل ډنمارکي فيزيکپوه، پر **۱۹۲۲** ز کال د فيزيک په څانگه کې د نوبل ډالۍ گټونکي «نيلس هينريک ډيويډ بور» (**۱۸۸۵-۱۹۶۲**) د دوره يي جدول پر زينه يي (هرمي) بڼې جوړولو باندې کار کاوه. د دوره يي جدول نورې گڼ شمېر انځور شوې بڼې هم شتون لري چې لږ او يا خو ببخي نه کاريږي. نن ورځ د دغه جدول څو سوه انځور شوي ځېلونه شتون لري خو پوهان نوي او لا نوي ځېلونه وړانديزوي.

د دوره يي جدول گروپونه

د دوره یې جدول له ستونونو څخه یې یو د ګروپ یا ډلې په نامه یادیږي. د قاعدې له مخې د دورو (پیریودونو) په پرتله ګروپونه څه ناڅه روښانه دوره یې لوري او ځانګړنې لري. د اټومي جوړښت اوسنۍ کوانتومي- میکانیکي تیورۍ ګروپي ټولیزوالی داسې تشریح کوي چې په یوه ګروپ کې شامل عنصرونه په خپلو ظرفیتي قشرونو کې یو ډول الکتروني وېش لري. پر دې بنسټ هغه عنصرونه چې په یوه ګروپ پورې تړلي ګڼل کیږي، په دودیز ډول ورته کیمیایي خواص لري او د اټومي شمېرې (لمبر) له زیاتوالي سره سم د خواصو په بدلون کې ښکاره قانونمندي ښیي. د جدول په ځینو برخو کې، د ساري په توګه د **d** او **f** په بلاکونو کې کېدای شي افقي ورته والی هماغومره مهم وي، یا ښایي ډېر جوت ځرګند وي، البته د عمودي هغو په پرتله.

له نړیوال سېستم سره سم د جدول ګروپونو ته شمېرې ورکړ شوې، چې له ۱ څخه پیل او پر ۱۸ پای ته رسیږي. شمېرې له کیڼې بنۍ خواته، یانې له الکلي (القلي) فلزونو څخه پیلیږي او د نجیبه ګازونو پر لور ځي. پخوا د دوی د مالومولو لپاره رومي ارقام کارېدل. په امریکایي پراکتیک کې تر رومي ارقامو وروسته په څنګ کې ورسره د **A** توری لیکل کېده (البته که چیرې به ګروپ په **S** یا **P** بلاک کې وو)، یا به هم د **B** توری لیکل کېده (که چیرې به ګروپ په **d** بلاک کې وو). هغه مهال کارېدلې پېژندنښې د اوسنیو شمارنیزو (ارقامي) ښودونکیو له وروستي رقم سره برابرښت لري. د بېلګې په توګه د ۴ ګروپ له عنصرونو سره د **IVB** نوم برابرښت درلود، او هغه عنصرونه چې نن ورځ د ۱۴ ګروپ په نامه یادیږي، له هغو سره د **IVA** نوم. په اروپا کې هم دې ته ورته سېستم کارېده، البته پرته له دې استثنا څخه چې د **A** توري تر لسمې شمېرې ګروپونو پورې اړه درلوده، او د **B** توري بیا تر لسمې شمېرې وروسته نورو ټولو ګروپونو پورې اړه درلوده. ۸ ، ۹ او ۱۰ ګروپونه ډېرې مهال یو درې ګونی ګروپ ګڼل کېده، چې پېژندنښه یې **VIII** وه. پر ۱۹۸۸ ز کال د تیوریکي او تطبیقي کیمیا نړیوالې ټولنې «ایوپاک» (**IUPAC**) له خوا د پېژندنښو نوی سېستم رامنځته او پر کار واچول شو او د ګروپونو پخواني نومونه له کارېدنې ووتل.

له دغو گروپونو څخه يې ځينو ته عادي (ناپوهنيز) غير سيستماتيک نومونه ورکړل شول. د ساري په توگه «الکلي خاورين فلزونه»، «هالوجينونه» او داسې نور. لنډه دا چې له دوی څخه يې ځينې لږ کاريږي. له ۳ څخه نېولې تر ۱۵ گروپ پورې، يانې د ۱۴ گروپ په گډون دا ډول نومونه نه لري. دا گروپونه يا د شمېرو (لمبرونو) پېژندنښې لري يا هم د گروپ د لومړي عنصر په نامه ياديږي. د ساري په توگه «ټيټانيمي گروپ»، «کوبالټي گروپ» او داسې نور، ځکه چې دوی په خپل منځ کې له يو بل سره لږ ورته والی لري يا هم له عمودي قاعدو سره لږ برابرښت لري.

هغه عنصرونه چې په يو گروپ پورې اړه ولري، د قاعدې له مخې د اټوم نيمايي قطر (شعاع) په برخه کې ټاکلي تمايل، د ايون جوړولو (ايونيزېشن) انرژي او الکتروني منفيت ښيي. له پاسه مخ پر ښکته لور د گروپونو په اړډانه کې د اټوم نيمايي قطر لويږي. څومره چې د ده د انرژۍ سويې ډېرې ډکې وي، په هماغه اندازه يې له هستې څخه د ظرفيت الکترونونه لري وي؛ د ايونيزېشن انرژي يې کميږي، په اتوم کې اړيکې کمزورې کيږي، له همدې لامله د الکترون اخيستل ترې هم اسانه کيږي، هماغسې لکه الکتروني منفيت چې دی. په خپل وار د ظرفيتي الکترونونو او هستې تر منځ واټن هم لويږي. په دغو قاعدو کې هم مستثناوې پېښيږي. د ساري په توگه، په ۱۱ گروپ کې له پاسه مخ پر ښکته لوري الکتروني منفيت کميږي.

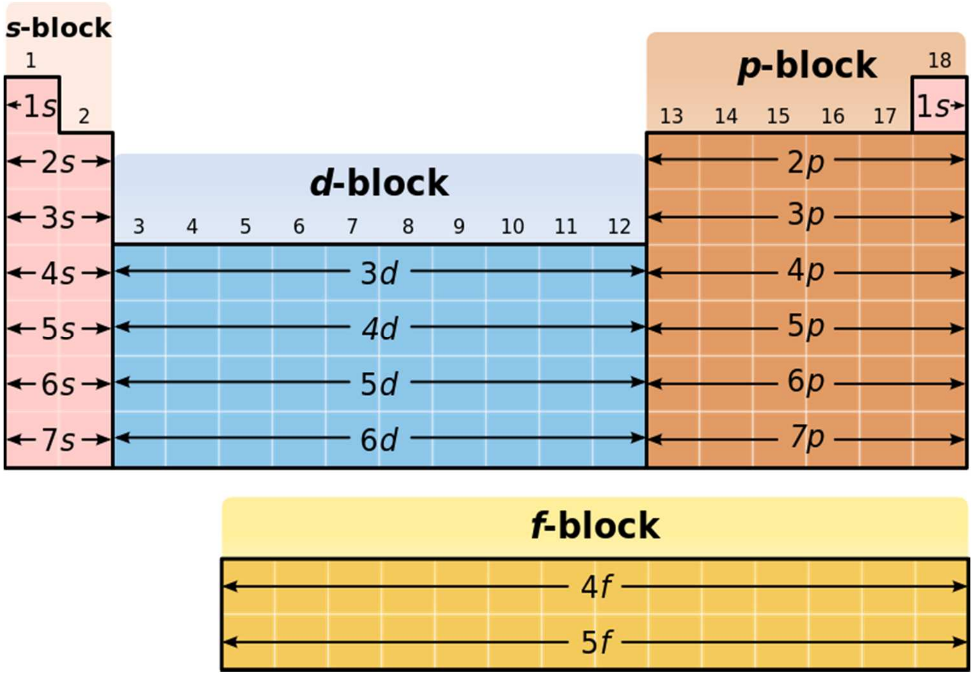
د جدول دورې

دوره يا (پېريود) د دوره يي جدول يوه ليکه ده. لکه څنگه چې پاس هم وويل شول، گروپونه مهم لوري او قاعدې لري، خو په جدول کې داسې برخې هم شته چې د عمودي لوري په پرتله يکې افقي لوری ډېر ارزښتناک دی. د بېلگې په توگه لکه د f بلاک چې لانتهانيډونه او اکټينيډونه يکې د عنصرونو دوه مهم افقي پرله پسې توبونه جوړوي.

د دورې په اډانه کې عنصرونه په ټولو دریو پاس یادو شویو اړخونو (د اټوم نیمایي قطر، د ایونیزېشن انرژي او الکتروني منفیت) کې ټاکلې قانونمندی، همدا راز د الکترون د ترکیبي انرژۍ تمایل ښیي. زیاتره له کینې ښۍ خواته د اټوم نیمایي قطر کمیږي (له دې لامله چې د بل هر راتلونکي عنصر چارجي ذرې زیاتیږي او الکترونونه هستې ته نږدې کیږي) او له دې سره موازي د ایون جوړولو انرژي هم زیاتیږي. څومره چې په اتوم کې اړیکی پیاوړی وي، هماغومره د الکترون د اخیستو لپاره ډېرې انرژۍ ته اړیزه پیدا کیږي. له دې سره سم الکتروني منفیت هم ډېریږي. د الکترون د ترکیبي انرژۍ د میل په اړه باید وویل شي چې د جدول د کینې برخې د فلزونو دغه شاخص لږ دی، او ښۍ خواته د نافلزونو (غیرفلزونو) دا خاصیت ډېر دی، البته پرته له نجیبه گازونو.

د جدول بلاکونه

د اتوم د بهرني الکتروني قشر د ارزښت د زیاتوالي لامله، د دوره یي جدول بېلابېلې برخې کله کله د بلاکونو په توگه بیانیږي او له هغه څه سره سم نومول کیږي چې وروستی الکترون په کوم قشر کې دی. د **S** بلاک لومړي دوه گروپه رانغاړي، یانې الکلي او الکلي خاورین فلزونه. همدا راز هایډروجن او هیلیم هم ورسره رانغاړي؛ د **p** بلاک له وروستیو ۶ گروپونو څخه جوړ شوی، (د تیوریکي او عملي کیمیا نړیوالې ټولنې له خوا د نومول شوي ستاندارت له مخې له ۱۳ څخه تر ۱۸ (د ۱۸ په گډون) پورې، یا له **IIIA** څخه تر **VIIIA** پورې، چې له امریکایي سېستم سره سمون لري) او پر نورو عنصرونو سربېره ټول فلز وزمه هم پکې شامل دي. د تیوریکي او عملي کیمیا نړیوالې ټولنې له معیارونو سره سم، د **D** په بلاک کې له ۳ څخه تر ۱۲ (د ۱۲ په گډون) گروپونه شامل دي، چې له امریکایي سېستم سره له **IIIB** څخه تر **IIB** پورې گڼل کیږي. په دوی کې ټول انتقالي فلزونه شامل دي. د **F** بلاک ، چې زیاتره د جدول له بریدونو څخه بهر ایستل شوی وي، له لانتانیډونو او اکتینیډونو جوړ دی.



انځور: د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول بلاکي جوړښت

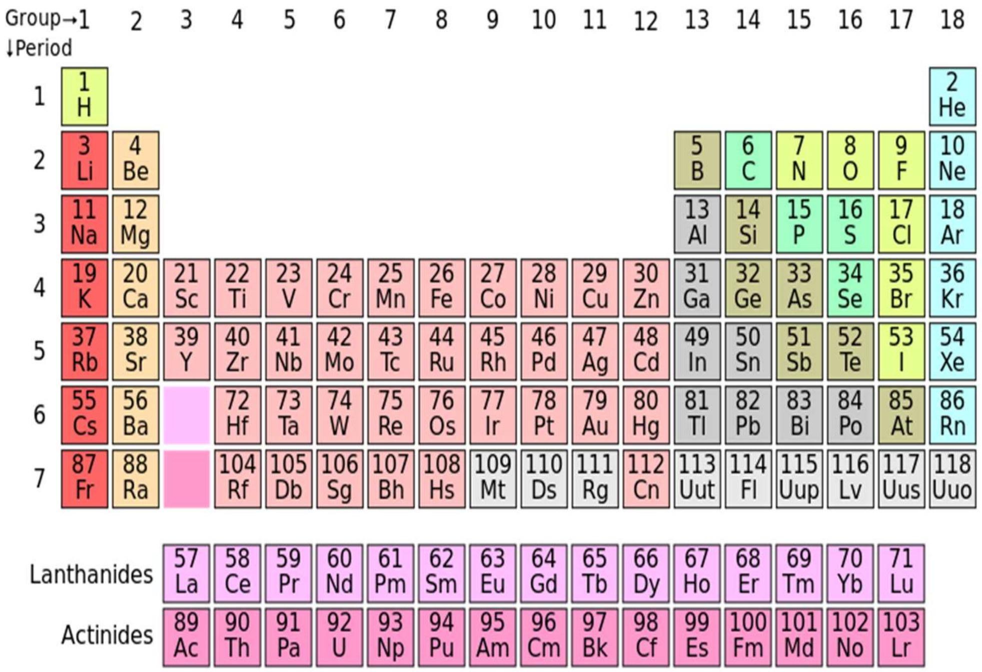
نورې دوره یي قاعدې

د دوره یي قانون پر پورته یادو شویو ځانګړنو سربېره، دا قانون د عنصرونو ځینې نورې ځانګړنې هم لري:

- د الکترونونو وېش. د الکترونونو ځایونه ټاکلې تکرارېدونکې دوره یي بېلګه ښیي. الکترونونه د قشرونو پرله پسې توب نیولی، چې په لومړي قشر، دویم قشر او داسې نور باندې نومول شوي دي. دوی بیا پر خپل وار له سویو څخه جوړ شوي، چې په s، p، d، f او g تورو په نښه شوي دي. د اټومي شمېر له زیاتېدو سره سم الکترونونه په تدریج سره دا قشرونه ډکوي؛ هر ځل چې کله الکترون لومړی وار نوی قشر نیسي، په جدول کې نوې دوره پیلیږي. په الکتروني وېش

کې ورته والی د عنصرونو خواصو ته ورته خواص جوړوي، چې څېړنې یې د دوره یي قانون کشف رامنځته کړ.

- فلزوالی\نافلزوالی یا (فلزیت\نافلزیت). د ایون جوړولو (ایونیزېشن) د انرژۍ، د الکتروني منفیتونو او د الکترون د ترکیبي انرژۍ د تمایل له کمېدو سره سم عنصرونه داسې خواص خپلوي چې له اره فلزي خواص وي، خو د دوی له زیاتېدو سره سم بیا معکوس داسې خواص خپلوي چې نافلزي خواص وي. د یادو شویو خواصو له نظم او قاعدو سره سم، تر ټولو ډېر روښان څرګند فلزونه د دورې په پیل کې ځای پر ځای شوي، خو نافلزونه یې بیا په پای کې. په ګروپونو کې بیا حالت معکوس دی، له پاسه مخ پر ښکته له حرکت سره سم فلزي خواص پیاوړي کیږي، که څه هم له ټولیزې قاعدې سره سم دا حالت له ځینو مستثناوو سره هم مل دی. د افقي او عمودي قاعدو یوځای والی د فلزونو او نافلزونو ترمنځ د وېش شرطي کرښې ته زینه یي بڼه ورکوي. د دغې کرښې په اوږدو کې ځای پر ځای شوي فلزونه کله کله د فلز وزمو (شبه فلزونو) په توګه ټاکل کیږي.



انځور: د کیمیایي عنصرونو دوره يي جدول

دویم څپرکی

د کیمیایي عنصرونو گروپونه

کیمیایي عنصرونه له دوره یي جدول سره سم په لاندینیو ۱۰ گروپونو وېشل شوي:

۱. الکلي فلزونه، ۲ الکلي خاورین فلزونه، ۳ انتقالي فلزونه ، ۴ تر انتقال وروسته فلزونه، ۵ فلزوزمه (شبه فلزونه)، ۶ نافلزونه، ۷ هالوجینونه، ۸ نجیبه گازونه، ۹ لانتهانیډونه، ۱۰ اکتینیډونه. دلته به یې هر گروپ بېل تشریح شي.

۱. الکلي (القلي) فلزونه

الکلي فلزونه د عنصرونو د دوره یي جدول د لومړي گروپ عنصرونه دي. د دې عنصرونو نومونه او سېمبولونه دادي: لیتیم **Li** ، سوډیم **Na** ، پوتاسیم **K** ، روبیډیم **Rb** ، سیزیم **Cs** ، او فرانسیم **Fr** . الکلي فلزونه په دوره یي جدول کې تر هایډروجن لاندې پیلیږي او لومړی (پاسنی) عنصر یې لیتیم دی.

په اوبو کې د الکلي فلزونو د حلېدو په پایله کې حلېدونکي هایډروکسایډونه جوړیږي چې د الکلي په نامه یادیږي.

د الکلي فلزونو ټولیز خواص

په دوره یي جدول کې دوی تر نجیبه گازونو وروسته راځي، ځکه خو د الکلي فلزونو د اتومونو د جوړښت خاصیت په دې کې دی چې په بهرنۍ انرژیکي سویه کې یو الکترون لري. د دوی الکتروني وېش داسې ns^1 دی. دا ښکاره ده چې د الکلي فلزونو د ظرفیت الکترونونه کېدای شي په اسانۍ لري کړای شي، ځکه چې له انرژیکي پلوه د اتوم لپاره دا گټوره ده چې الکترون وبایلي او د نجیبه گاز ترتیب تر لاسه کړي. له دې لامله ټول الکلي

فلزونه د بیا جوړېدو خاصیت لري. دا د دوی د ایون جوړولو د انرژیو (د سیزیم د اتوم د ایون جوړولو انرژي یوه له ډېرو ټیټو څخه ده) او د الکتروني منفیت د ټیټ اهمیت پخلی کوي.

ځینې اتومي او فیزیکي خواص یې

د دې ډلې ټول فلزونه سپینو زرو ته ورته رنګ لري (البته پرته له سیزیم څخه چې سپینو زرو ته ورته خو زېړ رنګ لري). دا فلزونه ډېر نرم دي چې کېدای شي د جراحۍ په چاکو باندې پرې کړای شي. لیتیم، سوډیم او پوتاسیم تر اوبو سپک دي او نه ډوبیږي.

الکلي فلزونه په طبیعت کې د مرکبونو په بڼه لیدل کېدای شي، چې یو چارج لرونکي کتیونونه لري. ډېر مینرالونه په خپل ترکیب کې د لومړي ګروپ فلزونه لري. د بېلګې په توګه اورتوکلاز (**Orthoclase**)، یا فیلډسپار (**Feldspars**) له پوتاسیم الومینوسیلیکاټ څخه جوړ دی چې فورمول یې دادې: **$K_2[Al_2Si_6O_{16}]$** ، همدا ډول مینرال چې سوډیم-البیت (**Albite**) لري، داسې ترکیب لري: **$Na_2[Al_2Si_6O_{16}]$** . د سمندر اوبه سوډیم کلورایډ **NaCl** لري، خو په خاوره کې مالګې، پوتاسیم-سیلویټ **KCl** ، سیلوینیټ **$NaCl \cdot KCl$** ، کارنالیټ **$KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$** ، پولي هالیټ **$K_2SO_4 \cdot MgSO_4 \cdot CaSO_4 \cdot 2H_2O$** .

کیمیایي خواص یې

د اوبو، اکسیجن او کله کله هم د نایټروجن په وړاندې د الکلي فلزونو (لیتیم **Li**، سیزیم **Cs**) د ډېر لوړ کیمیایي فعالیت لامله دوی د خاورو تېلو (کېراسین) تر قشر لاندې ساتل کیږي. د دې لپاره چې له الکلي فلز سره کیمیایي تعامل ترسره شي، د فلز یوه اړینه ټوټه د سکالپېل چاکو په واسطه په احتیاط د خاورو تېلو تر قشر لاندې ترې راپرې کیږي، د ارګون **Ar** ګاز په اتموسفیر کې له هغو موادو څخه دغه فلز بڼه پاکوي چې له هوا سره په

تعامل کې پرې له پاسه راپیدا شوي وي، تر دې وروسته په تعاملي لوښي کې ایښودل کیږي.

۱. له اوبو سره د الکلي فلزونو تعامل. د الکلي فلزونو مهم خاصیت د اوبو په وړاندې د دوی لوړ فعالیت دی. له دوی څخه یې لیتیم هغه فلز دی چې تر نورو یې له اوبو سره تعامل ډېر ارام (بې چاودنې) ترسره کیږي:

$$2\,Li + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,LiOH + H_2 \uparrow$$

د دې ډول تعامل په ترسره کولو کې سوډیم په زېړې لمبې سره سوځي او یوه کوشنۍ چاودنه پېښیږي. پوتاسیم تر دې هم ډېر فعال دی. له پوتاسیم سره په دا ډول تعامل کې چاودنه ځو ګرایه پیاوړې ده او لمبه یې چونیا رنګ لري.

۲. له اکسیجن $O_۲$ سره یې تعامل. په هوا کې د الکلي فلزونو سوځېدونکي مواد بېلابېل ترکیب لري، البته دا د فلز په فعالیت پورې اړه لري. یوازې لیتیم په هوا کې په سوځېدو سره د ستوکیومتري (**Stoichiometry**) ترکیب لرونکی اکسایډ جوړوي چې د تعامل معادله یې دا ده:

$$4\,Li + O_2 \longrightarrow 2\,Li_2O$$

د سوډیم **Na** د سوځېدو په پایله کې سوډیم پراکسایډ **$Na_۲O_۲$** جوړیږي چې یوه کچه سوډیم سوپراکسایډ **$NaO_۲$** هم ورسره ګډ وي، د تعامل معادله یې دا ده:

$$2\,Na + O_2 \longrightarrow Na_2O_2$$

د پوتاسیم **K**، روبیډیم **Rb** او سیزیم **Cs** په سوځېدونکیو توکیو کې پراکسایډونه شتون لري:

$$K + O_2 \longrightarrow KO_2$$

د سوډیم او پوتاسیم د اکسایډونو د لاس ته راوړلو لپاره د هایډروکسایډ، پراکسایډ یا سوپراکسایډ مخلوطونه له ښه ډېر فلز سره داسې تودېږي، چې اکسیجن ورسره یو ځای نه وي، مانا دا چې بې اکسیجنه وي:

$$2\ Na + 2\ NaOH \longrightarrow 2\ Na_2O + H_2 \uparrow$$

$$2\ Na + Na_2O_2 \longrightarrow 2\ Na_2O$$

$$3\ K + KO_2 \longrightarrow 2\ K_2O$$

د الکلي فلزونو اکسیجني مرکبونه دا لاندې قاعده لري: د کتیون د نیم قطر له لویدو سره سم د اکسیجني مرکبونو پایښت هم زیاتیږي او دا مرکبونه پراکسایډ-ایون O_2^{-2} او سوپراکسایډ-ایون O_2^- لري.

درانه الکلي فلزونه د پایښت لرونکیو اوزونیډونو (د پر اکسایډ مرکبونو یو ډول دی) خواص لري چې ترکیب یې $ЭO_3$ دی. ټول اکسیجني مرکبونه بېلابېل رنګونه لري چې شدت یې په ستون کې له لیتیم **Li** څخه تر سیزیم **Cs** پورې ژورتیا موندلې ده.

د الکلي فلزونو اکسایډونه ټول هغه خواص لري چې په بنسټيز ډول یې اکسایډونه لري. دوی له اوبو **H_2O**، اسیډي اکسایډونو او تېزابونو سره **تعامل** کوي:

$$Li_2O + H_2O \longrightarrow 2\ LiOH$$

$$K_2O + SO_3 \longrightarrow K_2SO_4$$

$$Na_2O + 2\ HNO_3 \longrightarrow 2\ NaNO_3 + H_2O$$

پراکسایډونه او سوپراکسایډونه یې د پیاوړیو اکسایډ کوونکیو خواص ښیي:

$$Na_2O_2 + 2\ NaI + 2\ H_2SO_4 \longrightarrow I_2 + 2\ Na_2SO_4 + 2\ H_2O$$

پراکسایډونه او سوپراکسایډونه یې له اوبو **H_2O** سره شدید **تعامل** کوي او هایډروکسایډونه جوړوي:

$$Na_2O_2 + 2\ H_2O \longrightarrow 2\ NaOH + H_2O_2$$

$$2\ KO_2 + 2\ H_2O \longrightarrow 2\ KOH + H_2O_2 + O_2 \uparrow$$

۳. له نورو توکو سره یې **تعامل**. الکلي فلزونه له ډېرو نافلزونو سره **تعامل** کوي. د تودېدو پر مهال دوی له هایډروجن سره یوځای کیږي او هایډریډونه جوړوي . له هالوجینونو، سولفور، نایټروجن، فاسفورس، کاربون او سیلیکون سره د یوځای کېدو په پایله کې هالیډونه، سولفیډونه، نایټریډونه، فاسفیډونه، کاربیډونه او سیلیسایډونه جوړوي:

$$2\ Na + H_2 \longrightarrow 2\ NaH$$

$$2\ Na + Cl_2 \longrightarrow 2\ NaCl$$

$$2\ K + S \longrightarrow K_2S$$

$$6\ Li + N_2 \longrightarrow 2\ Li_3N$$

$$2\ Li + 2\ C \longrightarrow Li_2C_2$$

الکلي فلزونه د ویلي کېدو په حالت کې دا قابلیت لري چې له نورو فلزونو سره تعامل وکړي او انټرمیټالیک (**Intermetallic**) ګډوله فلزونه جوړ کړي. الکلي فلزونه په فعال ډول (له چاودنې سره) له تېزابونو سره **تعامل** کوي. دا فلزونه په اوبلنه (مایع) امونیا **NH_3** او له هغې نه په جوړو شویو امینونو او امیډونو کې حلیږي:

$$2\ Na + 2\ NH_3 \longrightarrow 2\ NaNH_2 + H_2 \uparrow$$

الکلي فلز په اوبلنه امونیا کې د حلېدو پر مهال الکترون له لاسه ورکوي (بايلي يې)، او دا الکترون د امونیا د مالیکولونو په واسطه احاطه کیږي (کلابندیږي) او محلول ته شین (اسماني) رنګ ورکوي. جوړېدونکي امیډونه د اوبو پر مټ په اسانۍ تجزیه کیږي چې الکلیانې (القلیانې) او امونیا NH_3 جوړوي:

$$KNH_2 + H_2O \longrightarrow KOH + NH_3 \uparrow$$

الکلي فلزونه له عضوي توکیو الکولونو سره تعامل کوي، چې الکوکسایډونه جوړوي، له کاربوکسیلیک اسیډونو سره تعامل کوي او مالګې جوړوي:

$$2\ Na + 2\ CH_3CH_2OH \longrightarrow 2\ CH_3CH_2ONa + H_2 \uparrow$$

$$2\ Na + 2\ CH_3COOH \longrightarrow 2\ CH_3COONa + H_2 \uparrow$$

۴. د الکلي فلزونو کیفي نومېرنه. لکه څنګه چې د الکلي فلزونو د ایون جوړولو انرژي ډېره نه ده، نو د فلز د تودېدو پر مهال یا له لمبې سره د ده د مرکب د یو ځای کېدو پر مهال اتوم ایوني کیږي او لمبې ته ځانګړی رنګ ورکوي:

د الکلي فلزونو او د دوی د مرکبونو د لمبې رنګ

د الکلي فلز نوم او سېمبول		د لمبې رنګ يې
لیتیم	Li	ځیګري - سوربخون
سوډیم	Na	زېړ
پوتاسیم	K	چونیا
روبیډیم	Rb	قهوه یي - سوربخون
سیزیم	Cs	چونیا - سوربخون

د الکلي فلزونو لاس ته راوړل

۱ . د الکلي فلزونو د لاس ته راوړلو لپاره په ټوله کې د دوی د ویلي شویو هالیډونو الکترولیز کاریږي، مانا دا چې د هالیډونو د الکترولیز کولو له لارې لاس ته راځي، د بېلګې په توګه:

$$2\ LiCl \longrightarrow 2\ Li + Cl_2 \uparrow$$

کتود: $Li^+ + e \rightarrow Li$

انود: $۲Cl^- - ۲e \rightarrow Cl$

۲ . کله کله د الکلي فلزونو د لاس ته راوړلو لپاره د دوی ویلي شوي هایډروکسایډونه الکترولیز کیږي:

$$4\ NaOH \longrightarrow 4\ Na + 2\ H_2O + O_2 \uparrow$$

کتود: $Na^+ + e \rightarrow Na$

انود: $۴OH^- - ۴e \rightarrow ۲H_۲O + O_۲$

۳ . الکلي فلز کېدای شي چې د کلسیم ، مګنیزیم، سیلیکون او نورو جوړوونکیو (بشپړوونکیو) پر مټ په ۷۰۰-۹۰۰ سانتي ګراد (س . ګ) درجو تودوخه کې له اړوند کلورایډ، یا برومایډ څخه لاس ته راشي:

$$2\ MCl + Ca \longrightarrow 2\ M \uparrow + CaCl_2$$

د دې لپاره چې تعامل په اړین لوري ولاړ شي، جوړېدونکی ازاد الکلي فلز باید د تقطیر له لارې لرې شي . له کروماټ څخه هم په همدغې طریقې شونې ده چې زیرکونیم **Zr** بېل او رامنځته شي . دا مېتود هم نامتو دی چې د کلسیم کاربوناټ **CaCO۳** په شتون کې

کاربوناټ ته د سکرو په مرسته ۱۰۰۰ (س. گ) سانتي گراد درجې تودوخه ورکول کیږي او په پایله کې یې سوډیم **Na** لاس ته راځي.

لکه څنگه چې الکلي فلزونه د فلزونو د فعالیت په الکتروکیمیایي ځنځیر کې د هایډروجن کیڼې خواته ځای پر ځای دي، نو د مالگو له محلولونو څخه په الکترولیتي ډول د دوی تر لاسه کول ناشوني دي؛ په دې حالت کې یوازې الکلي او هایډروجن جوړوي.

د الکلي فلزونو مرکبونه

هایډروکسایډونه یې: د الکلي فلزونو د هایډروکسایډونو د لاس ته راوړلو لپاره په ټوله کې الکترولیتي مېتودونه کاریږي. تر ټولو یې ډېر ټناژلرونکی د خواړو مالگې **NaCl** (سوډیم کلوراید) د اوبو په ټینگ محلول کې د الکترولیز له لارې د سوډیم هایډروکسایډ **NaOH** تولید دی:

$$2\ \mathrm{NaCl} + 2\ \mathrm{H_2O} \longrightarrow \mathrm{H_2}\uparrow + \mathrm{Cl_2}\uparrow + 2\ \mathrm{NaOH}$$

$$2\ H^{+} + 2\ e \longrightarrow H_2$$: کتود

$$2\ Cl^{-} - 2\ e \longrightarrow Cl_2$$: انود

پخوا الکلي د تعوضي تعامل له لارې تر لاسه کېده چې معادله یې دا ده:

$$\mathrm{Na_2CO_3} + \mathrm{Ca(OH)_2} \longrightarrow \mathrm{CaCO_3}\downarrow + 2\ \mathrm{NaOH}$$

په دې طریقې سره تر لاسه کېدونکی الکلي له سوډا Na_2CO_3 (سوډیم کاربوناټ) سره ډېر گډ وي.

د الکلي فلزونو هایډروکسایډونه سپین هایگروسکوپي توکي دي چې د اوبو محلولونه یې ډېر پیاوړي کیمیایي بنسټونه (بازونه) دي. دوی په ټولو هغو تعاملونو کې برخه اخلي

چې د بنسټ (باز) خواص لري، له تېزابونو، تېزابي، امفوتېريکو اکسايډونو، او امفوتېريکو هايډروکسايډونو سره تعامل کوي:

$$2\,LiOH + H_2SO_4 \longrightarrow Li_2SO_4 + 2\,H_2O$$

$$2\,KOH + CO_2 \longrightarrow K_2CO_3 + H_2O$$

$$KOH + Al(OH)_3 \longrightarrow K[Al(OH)_4]$$

د الکلي فلزونو هايډروکسايډونو ته د تودوخې ورکولو پر مهال تصعيد (سوبليمېشن) کيږي. ليتيم هايډروکسايډ **LiOH** ترې مستثنا دی، دی هم د دوره يي جدول د دويم گروپ د فلزونو د هايډروکسايډونو په څېر د تودوخې ورکولو پر مهال په اکسايډ او اوبو **H_2O** تجزيه او وېشل کيږي:

$$2\,LiOH \longrightarrow Li_2O + H_2O$$

سوډيم هايډروکسايډ **NaOH** د صابون، سينتېزي مينځونکيو وسايلو، مصنوعي فيبر، عضوي مرکبونو، د بېلگې په توگه فينول **C_6H_5OH** په جوړولو کې کاريږي.

کاربوناټونه (مالگې) يې

هغه مهم توکی چې الکلي فلز په خپل ترکيب کې لري هغه سوډا يا سوډيم کاربوناټ **Na_2CO_3** دی. په ټوله نړۍ کې د سوډا ډېره برخه د بلجيمي صنعتي کيمياپوه «ارنست سولوې» د مېتود پر مټ توليديږي. دا مېتود لا د ۱۹ پېړۍ په پيل کې وړاندې کړی وو. دا مېتود داسې دی چې د سوډيم کلورايډ يا خواړو مالگې **NaCl** د اوبو محلول ته امونيا **NH_3** ورگډيږي او د تودوخې په ۲۲-۳۰ س. گ درجو کې په کاربون ډای اکسايډ **CO_2** گاز باندې مشبوع کيږي. په پايله کې يې لږ حلېدونکی سوډيم بيکاربوناټ **$NaHCO_3$** لاس ته راځي، چې د خواړو سوډا په نامه هم ياديږي او د تعامل معادله يې دا ده:

$$NaCl + NH_3 + CO_2 + H_2O \longrightarrow NaHCO_3 \downarrow + NH_4Cl$$

امونیا د هغه تېزابي چاپېریال د لري کولو (خنثا) کولو لپاره وراضافه کیږي چې محلول ته د کاربون ډاي اکسایډ ګاز د ورخوشي کولو پر مهال راپیدا شوی وي، او د امونیا په وراضافه کولو سره بیکاربوناټ - ایون HCO_3^- ، چې د سوډیم بیکاربوناټ د تل ته ښکته کېدو لپاره اړین دی، لاس ته راځي . د خواړو سوډا تر بېلولو وروسته، هغه محلول چې امونیم کلورایډ NH_4Cl لري له کلسیم هایډروکسایډ $Ca(OH)_2$ سره یو ځای تودوخه ورکول کیږي او امونیا ، چې تعاملې ډګر ته یې راستنوي، ترې بېلېږي؛ د تعامل معادله یې په لاندې ډول ده:

$$2\ NH_4Cl + Ca(OH)_2 \longrightarrow 2\ NH_3 \uparrow + CaCl_2 + 2\ H_2O$$

په دې ډول د امونیایي لارې پر مټ د سوډا د لاس ته راوړلو پر مهال یوازینۍ پوسه (تفاله) چې په محلول کې پاتې کیږي او ډېره محدوده کاریږي، هغه کلسیم کلورایډ $CaCl_2$ دی.

سوډیم بیکاربوناټ $NaHCO_3$ ته د تودوخې ورکولو په پایله کې کلسیمي سوډا ، یا په بله وینا د مینځلو لپاره سوډا (سوډیم کاربوناټ Na_2CO_3) او کاربن ډای اکسایډ CO_2 لاس ته راځي چې دا بیا د سوډیم بیکاربوناټ د لاس ته راوړلو په بهیر کې کاریږي:

$$2\ NaHCO_3 \longrightarrow Na_2CO_3 + CO_2 \uparrow + H_2O$$

سوډا د ښیښې جوړولو صنعت کې ډېره کاریږي.

له لږ حلېدونکې تروې مالګې (سوډیم بیکاربوناټ $NaHCO_3$) څخه په توپیر کې پوتاسیم بیکاربوناټ $KHCO_3$ په اوبو کې ښه حلیږي، ځکه خو پوتاسیم کاربوناټ K_2CO_3 د پوتاسیم هایډروکسایډ KOH پر محلول باندې د کاربون ډای اکسایډ CO_2 ګاز د اغېز کولو له لارې تر لاسه کېدای شي:

$$2\,KOH + CO_2 \longrightarrow K_2CO_3 + H_2O$$

له پوتاسیم کاربوناټ څخه د ښیښې او اوبلن صابون په جوړولو کې کار اخیستل کیږي.

لیتیم یوازینی الکلي فلز دی چې بیکاربوناټ یې لاس ته نه دی راغلی. د دې ښکارندې لامل دا دی چې د لیتیم ایون ډېر کوشنی نیم قطر لري او ده ته دا شونتیا نه ورکوي چې څه ناڅه لوی ایون HCO_3^- له ځان سره وساتي.

۲. الکلي خاورین فلزونه

الکلي خاورین فلزونه د فلزونو هغه گروپ دی چې د عنصرونو د دوره یي جدول په دویم گروپ کې ځای پر ځای دي، لکه بیریلیم **Be**، مګنیزیم **Mg**، کلسیم **Ca**، سترونتیم **Sr**، باریم **Ba**، او راډیم **Ra**.

په طبیعت کې د الکلي خاورینو فلزونو شتون

ټول الکلي خاورین فلزونه په طبیعت کې په بېلابېلو کچو شتون لري. لکه څنګه چې دا فلزونه ډېر کیمیایي فعالیت لري، نو له دې کبله دوی په خپلواک (نرږه) ډول نه موندل کیږي. له الکلي خاورینو فلزونو څخه تر ټولو ډېر پراختیا موندونکی (یا تر ټولو ډېر) کلسیم دی چې د ځمکې د غونډاري د پاسني کلک قشر **۳,۳۸** (درې اشاریه اته دېرش) سلنه یې جوړه کړې ده. بل هغه فلز چې تر کلسیم وروسته یې د ډېروالي له پلوه دویم ځای نیولی هغه مګنیزیم دی چې د ځمکې د غونډاري د پاسني کلک قشر **۲,۳۵** سلنه یې جوړه کړې ده. همدا راز باریم او سترونتیم هم په طبیعت کې شتون لري، چې لومړی یې د ځمکې د پاسني قشر **۰,۰۵** او دویم یې **۰,۰۳۴** سلنه جوړه کړې ده. بیریلیم یو کمپېښنه (کمیابه) عنصر دی چې د ځمکې د پاسني قشر $6\cdot10^{-4}$ سلنه یې جوړه کړې ده. راډیم چې یو رادیواکتیفي

عنصر دی د الکلي خاورينو فلزونو له شمېر څخه تر ټولو ډېر لږ پيدا کېدونکی عنصر دی. راډيم تل د يورانيمو په ناپاکو ډبرو کې په لږه کچه شتون لري. راډيم له دغو يورانيمي ډبرو څخه په کيميايي ډول جلا کيږي. د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د دې عنصر کچه $۱۰^{-۱۰}$ سلنه ده.

د نومونو ريښه يې

دا فلزونه ځکه د الکلي خاورينو په نامه نومول شوي چې د دوی اکسايډونه په اوبو کې الکلي تعامل کوي. سربېره پر دې، اکسايډونه يې د تودوخې په وړاندې د لوړ طاقت لرلو لامله د الومينيم او وسپنې اکسايډونو ته ورته دي، د هغوی اکسايډونه پخوا د «ځمکې، خاورې» په ټوليز نامه سره يادېدل.

که په کوټلي ډول وويل شي نو په الکلي خاورينو فلزونو پورې يوازې کلسيم، سترونتيم ، باريم، ډېر لږ مگنيزيم اړه لري. د دې گروپ لومړی عنصر بيريليم دی. دی د ډېری خواصو له پلوه د دغه گروپ د نورو عنصرونو په پرتله الومينيم ته نږدې دی. د دې گروپ دويم عنصر مگنيزيم دی. دا عنصر هم د ځينو اړخونو له پلوه له الکلي خاورينو فلزونو څخه ډېر توپير لري.

فيزيکي خواص يې

ټول الکلي خاورين فلزونه خړ رنگ لري، د کوټې د هوا د تودوخې په درجو کې کلک توکي دي . د الکلي فلزونو په پرتله دوی ډېر کلک دي او په چاکو باندې نه پرې کيږي (له سترونتيمه پرته) . له دې سره سره چې ښکاره لويوالی يوازې له کلسيم څخه پيليږي، بيا هم د الکلي خاورينو فلزونو کثافت له پرله پسې شمېرې سره يو ځای زياتيږي. تر ټولو دروند عنصر يې راډيم دی چې د کثافت له پلوه له وسپنې سره برابر دی ($\rho = ۷,۸۷٤$ г/см³).

کیمیایي خواص یې

الکلي خاورین فلزونه د بهرنۍ انرژیکي سوېې الکتروني وېش ns^2 لري او له الکلي فلزونو سره یو ځای د اېس بلاک (**s-block**) یا د اېس عنصرونو په نامه یادیږي. الکلي خاورین فلزونه په داسې حال کې چې دوه ظرفیتي (والینسي) الکترونونه لري په اسانۍ هغوی ورکوي او په ټولو مرکبونو کې یې د اکسایډ جوړولو (اکسیډېشن) درجه مثبت دوه ۲+ ده، ډېر لږ، کله کله ۱+ درجه ښیي.

د دې فلزونو کیمیایي فعالیت د دوی د پرله پسې شمېرې له زیاتوالي سره ډېریږي. بیریلیم په کمپاکته بڼه کې نه له اکسیجن سره او نه هم له هالوجیني عنصرونو سره تعامل کوي، ان که چیرې د تودوخې او سره کېدو تر ۷۰۰ درجو پورې هم ورسیږي. له اکسیجن او نورو کالکوجیني عنصرونو سره د تعامل لپاره تر دې هم لا ډېرې لوړې تودوخې ته اړیزه لري، فلورین ترې مستثنا دي. مګنیزیم د اکسایډي قشر پر مټ ساتل شوی، د کوټې د هوا د تودوخې په درجه کې او تر هغې هم لوړو (د تودوخې تر ۷۵۰ س.ګ) درجو کې او وړاندې هم نه اکسیډېشن کیږي. کلسیم د کوټې د هوا د تودوخې په درجه کې، د اوبو د بړاسونو په شتون کې، ورو ورو اکسایډ کیږي او د تودېدو په ټیټه درجه کې په اکسیجن کې سوځي، خو د کوټې د هوا د تودوخې د درجې په وچه هوا کې ثابت دی. سترونتیم، باریم او راډیم په هوا کې ژر اکسیډېشن کیږي، د اکسایډونو او نایټریډونو مخلوط جوړوي، ځکه خو دوی د الکلي فلزونو او کلسیم په څېر په خاورو تېلو کې ساتل کیږي. همدا راز دا فلزونه له الکلي فلزونو څخه دا توپیر لري چې سوپراکسایډونه او اوزونیډونه نه جوړوي. د دې فلزونو اکسایډونه او هایډروکسایډونه دا میل لري چې د پر له پسې شمېرې له زیاتېدو سره یې بنسټیز خواص پیاوړي کیږي.

ساده توکي یې

بیریلیم د تېزابونو له کمزوریو او پیاوړیو محلولونو سره تعامل کوي او مالګې جوړوي:

$$Be + 2H^+ \longrightarrow Be^{2+} + H_2 \uparrow$$

خو د نایټریک اسید HNO_3 پر مټ غیر فعال کیږي.

د الکلیو د اوبو له محلولونو سره د بیریلیم تعامل د هایډروجن له ازادېدو سره ملګری او هایډروکسو بیریلاټونه جوړوي:

$$Be + 2OH^- + 2H_2O \rightarrow [Be(OH)_4]^{2-} + H_2 \uparrow$$

له ویلي شوي الکلي سره د تودوخې په ۴۰۰-۵۰۰ س. ګ درجو کې د بیریلیم د تعامل په پایله کې ډای اکسو بیریلاټونه جوړیږي:

$$Be + 2OH^- \rightarrow BeO_2^{2-} + H_2 \uparrow$$

مګنیزیم، کلسیم، سترونتیم، باریم او راډیم له اوبو H_2O سره د تعامل په پایله کې الکلي جوړوي (پرته له مګنیزیمه چې له اوبو سره یوازې هغه مهال تعامل کوي چې د مګنیزیم سور شوی (ډېره تودوخه ورکړ شوی) پوډر اوبو ته ورواچول شي):

$$Sr + 2H_2O \longrightarrow Sr(OH)_2 + H_2 \uparrow$$

همدا راز کلسیم، سترونتیم، باریم او راډیم له هایډروجن، نایټروجن، بورون، کاربون او نورو نافلزونو سره تعامل کوي او دوه ګوني (بیناري) مرکبونه جوړوي. په دې لاندینیو دوو بېلګو کې د کلسیم Ca او هایډروجن H_2، سترونتیم Sr او نایټروجن N_2 د تعاملونو بېلګې وړاندې شوې دي:

$$Ca + H_2 \longrightarrow CaH_2$$

$$3Sr + N_2 \longrightarrow Sr_3N_2$$

د القلي خاورينو فلزونو اکسايډونه

بيريليم اکسايډ **BeO** يو امفوتيريک اکسايډ دی چې په ټينګو کاني (غيرعضوي) تېزابونو او القليو کې حليږي او مالګې جوړوي. په دې لاندې بېلګو کې يې له سوډيم هايډروکسايډ **NaOH** او مالګې تېزابو (هايډروکلوريک اسيډ) **HCl** سره تعاملونه ښودل شوي دي:

$$BeO + 2NaOH \longrightarrow Na_2[Be(OH)_4]$$

$$BeO + 2HCl \longrightarrow BeCl_2 + H_2O$$

خو تر دې له کمزوريو تېزابونو او بازونو (بنسټونو) سره يې **تعامل** نه کيږي.

د مګنيزيم اکسايډ **MgO** له نريو او ټينګو بنسټيزو مرکبونو (بازونو) سره **تعامل** نه کوي، خو له تېزابونو او اوبو **H_2O** سره په اسانۍ **تعامل** کوي:

$$MgO + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2O$$

$$MgO + H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2$$

د کلسيم ، سترونتيم ، باريم او راډيم اکسايډونه، چې بنسټيز اکسايډونه دي، له اوبو **H_2O** ، د تېزابونو له پياوړيو او کمزوريو محلولونو، له امفوتيريک اکسايډونو او هايډروکسايډونو سره **تعامل** کوي:

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

$$SrO + 2HCl \longrightarrow SrCl_2 + H_2O$$

$$BaO + Al_2O_3 \xrightarrow{t^o} Ba(AlO_2)_2$$

$$BaO + 2Al(OH)_3 \xrightarrow{t^o} Ba(AlO_2)_2 + 3H_2O$$

هایډروکسایډونه یې

د بیریلیم هایډروکسایډ $Be(OH)_2$ امفوتیریک دی، له پیاوړیو بازونو (بنسټونو) سره په تعامل کې بیریلاټونه جوړوي، له تېزابونو سره په تعامل کې د بیریلیم تېزابي مالګې جوړوي. په دې لاندې بېلګو کې یې له پوتاسیم هایډروکسایډ **KOH** او مالګې تېزابو **HCl** سره تعاملونه ښودل شوي:

$$Be(OH)_2 + KOH \longrightarrow K_2BeO_2 + H_2O$$

$$Be(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow BeCl_2 + 2H_2O$$

د مګنیزیم، کلسیم، سترونتیم، باریم او راډیم د هایډروکسایډونو، چې بازونه دي، ځواک له کمزوري مګنیزیم هایډروکسایډ $Mg(OH)_2$ څخه تر ډېر پیاوړي راډیم هایډروکسایډه $Ra(OH)_2$ پورې زیاتیږي، داسې پیاوړي زنګ وهونکي توکي دي چې د فعالیت له پلوه تر پوتاسیم هایډروکسایډ **KOH** هم پیاوړي دي. دوی په اوبو کې ښه حلیږي (البته پرته له مګنیزیم هایډروکسایډ او کلسیم هایډروکسایډه). دوی له تېزابونو، تېزابي اکسایډونو، امفوتیریک اکسایډونو او هایډروکسایډونو سره د تعامل وړتیا لري:

$$Ba(OH)_2 + SO_3 \longrightarrow BaSO_4 + H_2O$$

$$3Sr(OH)_2 + 2H_3PO_4 \longrightarrow Sr_3(PO_4)_2 + 6H_2O$$

$$Ra(OH)_2 + Al_2O_3 \longrightarrow Ra(AlO_2)_2 + H_2O$$

$$Ba(OH)_2 + Zn(OH)_2 \longrightarrow Ba[Zn(OH)_4]$$

۳. انتقالي فلزونه

انتقالي فلزونه یا (انتقالي عنصرونه) د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول هغه شمېر عنصرونه دي چې د اتومونو په **d** او **f** اوربیتالونو کې یې الکترونونه راپیدا کیږي. په ټولیزه بڼه کې کېدای شي چې د انتقالي عنصرونو الکتروني جوړښت په لاندې ډول وښودل شي: $(n-1)d^{x}ns^{y}$. په **ns** اوربیتال کې یې یو یا دوه الکترونه وي، نور ظرفیتي الکترونونه یې په $(n-1)d$ اوربیتال کې دي. لکه څنګه چې یې د ظرفیت الکترونونو شمېر د اوربیتالونو له شمېر څخه لږ دی، نو هغه ساده توکي چې د انتقالي عنصرونو له خوا جوړ شوي هغه فلزونه دي. د انتقالي فلزونو (عنصرونو) نومونه او سېمبولونه په لاندې ډول دي:

سکانډیم **Sc** ، ټيټانیم **Ti** ، واناډیم **V**، کرومیم **Cr** ، منګانیز **Mn** ، وسپنه **Fe**، کوبالټ **Co** ، نیکل **Ni**، مس **Cu**، جست **Zn**، ایتریم **Y**، زیرکونیم **Zr** ، نیوبیم **Nb** ، مولیبډینیم **Mo** ، ټيکنیټيم **Tc**، روټینیم **Ru** ، روډیم **Rh** ، پالاډیم **Pd** ، سپین زر **Ag**، کاډمیم **Cd** ، هافنیم **Hf** ، ټينټالیم **Ta** ، تنګستن (ولفرام) **W** ، رینیم **Re**، اوسمیم **Os**، ایریډیم **Ir** ، پلاتین **Pt** ، سره زر **Au** ، سیماب **Hg**، رادرفورډیم **Rf**، دوبنیم **Db**، سیبورګیم **Sg**، بوریم **Bh**، هاسیم **Hs**، مایټنریم **Mt**، دارمشتاډیم **Ds**، رونټګینیم **Rg**، کوپرنیسیم **Cn**، لانټانیم **La** ، سیریم **Ce**، پرازیوډیمیم **Pr** ، نیوډیمیم **Nd**، پرومیټيم **Pm**، ساماریم **Sm**، یوروپیم **Eu**، ګاډولینیم **Gd**، تیربیم **Tb**، ډیسپروزیم **Dy**، هولمیم **Ho**، ایربیم **Er**، تولیم **Tm**، ایتربیم **Yb**، لوټيټيم **Lu** ، اکټینیم **Ac** ، توریم **Th**، پروټاکټینیم **Pa**، یورانیم **U**، نیپتونیم **Np** ، پلوټونیم **Pu** ، امریسیم **Am**، کیوریم **Cm**، بیرکیلیم **Bk**، کالیفورنیم **Cf**، اینشټینیم **Es**، فیرمیم **Fm**، مندلیفیم **Md**، نوبیلیم **No**، لاورینسیم **Lr**.

د انتقالي فلزونو ټولیز خواص

ټول انتقالي فلزونه لاندیني ټولیز خواص لري:

- الکتروني منفیت یې دومره لوی نه دی.
- د اکسایډ جوړولو (اکسیډېشن) درجې یې بدلون موندونکې دي. نږدې د ټولو **d** عنصرونو لپاره، چې د اتومونو په بهرنۍ **ns** سویه کې یې دوه ظرفیتي الکترونونه شتون لري، د اکسیډېشن درجه مالومه ده چې ۲+ ده.
- د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د دریېم ګروپ له **d** عنصرونو څخه پیل، هغه عنصرونه د اکسایډ جوړولو په ټیټه سویه کې مرکبونه جوړوي، چې بنسټیز خواص ښیي، په لوړه سویه کې تېزابي، په واټنیزه کې امفوتیریک دي.

د مرکب نوم او فورمول	د مرکب ځانګړنه
منګانیز هایډروکسایډ دوه $Mn(OH)_2$	د منځني ځواک بنسټ
منګانیز هایډروکسایډ درې $Mn(OH)_3$	کمزوری بنسټ
منګانیز هایډروکسایډ څلور $Mn(OH)_4$	امفوتیریک هایډروکسایډ
منګانیک اسیډ H_2MnO_4	پیاوړي تېزاب
پر منګانیک اسیډ $HMnO_4$	ډېر پیاوړي تېزاب

ټول انتقالي فلزونه د مجموعي مرکبونو د جوړولو خواص لري.

انتقالي فلزونه د بڼې د بدلون وړتیا لري، د څټک وهلو، توږلو، پاڼې کېدلو وړتیا لري. د گوزار (ضربې)، فشار او کشبدو په وړاندې مقاومت لري. اړینه ده وویل شي چې له دوی څخه یې مس، سپین زر او سره زر نرم فلزونه دي.

د مسو گروپگی

د مندلیف د دوره یي جدول د مسو په گروپگي کې دا عنصرونه شامل دي: مس **Cu** ، سپین زر **Ag** او سره زر **Au** . د دې گروپگي ټول فلزونه د لوړ کثافت درلودونکي دي، د ویلي کېدو او ایشېدو د تودوخې درجې یې لوړې دي، د تودوخې او برېښنا ښه تېروونکي دي.

د مسو د گروپگي د فلزونو خاصیت دا دی چې د دوی د اتوم له بهر لوري نه دویمه سویه $(n-1)d$ ډکه ده، چې دا د دوی له **sn** سویې څخه د الکترون د ټوپ اچولو لامله ترسره کیږي. د دې ښکارندې لامل دادی چې د **d** بشپړې ډکې سویې پایښت او ټیکاو لوړ دی. دا ځانگړنه د ساده توکیو کیمیایي بې فعالیتی ته زمینه برابروي، ځکه خو سره زر او سپین زر د نجیبه فلزونو په نامه یادیږي.

مس

مس یو نرم فلز دی چې سور- زېړبخون رنگ لري. د فلزونو د فعالیت په الکتروکیمیایي ځنځیر کې له هایډروجنه ښي لور ته ځای پر ځای دی، ځکه خو یوازې په پوره کوونکیو تېزابونو کې حلیږي، (په ټینگ نایټریک اسېډ **HNO_3** ، او ټینگ سولفوریک اسیډ **H_2SO_4** کې حلیږي):

$$Cu + 2H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + SO_2 \uparrow + 2H_2O$$

$$Cu + 4HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 \uparrow + 2H_2O$$

$$3Cu + 8HNO_3 \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O$$

مس له سپینو او سرو زرو څخه دا توپیر لري چې د کوټې د هوا د تودوخې په درجه کې یې هم پاسنی قشر له اکسیجن O_2 او هوا سره اکسایډ کیږي. له کاربون ډای اکسایډ CO_2 او د اوبو د بړاسونو په شتون کې یې پاسنی مخ زرغون منګ نیسي چې د مسو **(II)** کاربوناټ $[Cu(OH)]_2CO$ بنسټ دی.

دا فلز تر ټولو ډېره د اکسایډ جوړولو ۲+ درجې ځانګړنه لري، خو یو شمېر داسې مرکبونه یې هم شته چې په هغو کې مس د اکسایډ جوړولو ۱+ درجه نیسي.

انځور: د فلزي مسو ټوټې

د مس (II) اکسایډ

د مس (**II**) اکسایډ **CuO** یوه تور رنګې ماده ده. د ریډوکس (**redox**) تعاملونو تر اغېز لاندې د تودوخې ورکولو پر مهال په فلزي مسو بدلیږي:

$$CuO + CO \longrightarrow Cu + CO_2\uparrow$$

$$CuO + H_2 \longrightarrow Cu + H_2O$$

د دوه ظرفيتي (والينسي) مسو د ټولو مالګو محلولونه شين رنګ لري چې دوی ته هايډراتي ايونونه $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$ ورکوي. د مسو پر حلېدونکو مالګو د خواږو سوډا (سوډيم کاربونات Na_2CO_3) د اچولو پر مهال لږ حل کېدونکی د مسو **(II)** کاربونات، ياني مالاکيت $[Cu(OH)]_2CO_3$ جوړيږي:

$$ {}_4 + 2Na_2CO_3 + H_2O \longrightarrow (CuOH)_2CO_3 \downarrow +2Na_2SO_4 + CO_2 \uparrow $$

د مس (II) هايډروکسايډ

د مس **(II)** هايډروکسايډ $Cu(OH)_2$ د مس **(II)** حلېدونکو مالګو باندې د الکليو د اچولو په پايله کې جوړيږي:

$$ CuSO_4 + 2NaOH \longrightarrow Cu(OH)_2 \downarrow +Na_2SO_4 $$

دا په اوبو کې لږ حلېدونکی توکی دی چې شين رنګ لري. د مسو **(II)** هايډروکسايډ امفوتيريک هايډروکسايډ دی چې بنسټيز (بازي) خواص لري. د ډېرې تودوخې ورکولو يا تر (**mother solution**) لاندې تجزيه کيږي:

$$ Cu(OH)_2 \longrightarrow CuO + H_2O $$

پر مس **(II)** هايډروکسايډ $Cu(OH)_2$ باندې د امونيا NH_3 وراضافه کولو په پايله کې مس **(II)** هايډروکسايډ حليږي او تېز شين رنګې مجموعه جوړوي:

$$ Cu(OH)_2 + 4NH_3 \longrightarrow [Cu(NH_3)_4](OH)_2 $$

انځور: د مس (II) تازه جوړ شوی هایډروکسایډ $Cu(OH)_2$

د یو ظرفیتي مسو مرکبونه

د یو ظرفیتي مسو مرکبونه ډېر بې ثباته دي، ځکه چې مس هڅه کوي چې یا Cu^{2+} ، یا هم Cu^{+} ته تېر شي. باثباته یې نه حلېدونکي مرکبونه دي، لکه د مسو (I) سولفيډ Cu_2S، د مسو (I) سیانیډ CuCN، د مسو (I) کلورایډ CuCl او دا ډول مجموعې لکه $[Cu(NH_3)_2]^+$.

سپین زر

سپین زر د مسو په پرتله ډېر بې فعالیته دي، خو په هوا کې د ساتلو پر مهال د سپینو زرو سولفيډ Ag_2S د جوړېدو په پایله کې توریږي:

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

سپین زر په بشپړوونکو یا ریډوکس تېزابونو کې حلیږي:

$$2Ag + 2H_2SO_4 \longrightarrow Ag_2SO_4 + SO_2 \uparrow + 2H_2O$$

$$Ag + 2HNO_3 \longrightarrow AgNO_3 + NO_2 \uparrow + H_2O$$

$$3Ag + 4HNO_3 \longrightarrow 3AgNO_3 + NO \uparrow + 2H_2O$$

د سپینو زرو د اکسایډ کېدو تر ټولو ډېره باثباته درجه ۱+ ده. په شننیزه کیمیا کې د سپینو زرو حلېدونکی نایټرایټ **$AgNO_3$** کارېږي، او د **Cl^-, Br^-, I^-** ایونونو د باکیفیته نومېرنې (ټاکنې) لپاره د کیمیایي کاشف (**Reagent**) په توګه کارېږي:

$$Ag^+ + Cl^- \longrightarrow AgCl \downarrow$$

د سپینو زرو نایټرایټ **$AgNO_3$** محلول ته د الکلي محلول د وراضافه کولو په پایله کې د سپینو زرو اکسایډ **Ag_2O** قهوه یي توربخون ختېبل جوړیږي:

$$2AgNO_3 + 2NaOH \longrightarrow Ag_2O \downarrow + 2NaNO_3 + H_2O$$

د سپینو زرو ګڼ شمېر لږ حلېدونکي مرکبونه په مجموعې جوړونکیو توکیو کې حلیږي، د ساري په توګه په امونیا **NH_3** او سوډیم ټیوسولفاټ **$Na_2S_2O_3$** کې:

$$AgCl + 2NH_3 \longrightarrow [Ag(NH_3)_2]Cl$$

$$Ag_2O + 4NH_3 + H_2O \longrightarrow 2[Ag(NH_3)_2]OH$$

$$AgBr + 2Na_2S_2O_3 \longrightarrow Na_3[Ag(S_2O_3)_2] + NaBr$$

انځور: د سپينو زرو کريستالونه

سره زر

سره زر يو داسې فلز دی چې ډېره کيميايي بې فعاليتي او ښايسته ظاهري بڼه لري، او خپلې دې ښکلا د ګاڼو په جوړولو او توليد کې بې جوړې کړې دی. سره زر له مسو او سپينو زرو څخه په توپير کې د اکسيجن او سولفور په وړاندې ډېر بې فعاليته دي، خو د تودوخې ورکولو پر مهال له هالوجيني عنصرونو سره تعامل کوي. په دې لاندې معادله کې يې له کلورينو Cl_2 سره تعامل ښودل شوی دی:

$$2Au + 3Cl_2 \longrightarrow Au_2Cl_6$$

د دې لپاره چې سره زر په محلول واړول شي، پياوړي اکسايډ کوونکي اړين دي، ځکه خو سره زر په داسې مخلوطونو کې حلېدای شي چې د مالګې له ټينګو تېزابو HCl او ټينګ نايټريک اسيډ HNO_3 څخه جوړ وي (سلطاني تېزاب HCl ۳ + HNO_3):

$$Au + HNO_3 + 4HCl \longrightarrow H[AuCl_4] + NO\uparrow + 2H_2O$$

انځور: د نږه سرو زرو کریستالونه چې د (**chemical transport reaction**) تعامل مېتود پر مټ جوړ شوي دي

۴. تر انتقال وروسته فلزونه

په کیمیا کې د «تر انتقال وروسته فلزونه» نومونه د هغو کیمیايي عنصرونو د کټېګورۍ لپاره کارېږي چې د خپلو خواصو له پلوه سړي ته فلز ور په یادوي. دا فلزونه د عنصرونو په دوره يي جدول کې د انتقالي فلزونو ښۍ خواته ځای پر ځای دي. د تیوریکي او عملي کیمیا نړیواله ټولنه «ایوپاک» د دغو عنصرونو شتون لپاره له ۳-۱۱ ګروپونه، یا هم ۳-۱۲ پورې ګروپونه ټاکلي دي. له لومړي پخلي سره سم تر انتقال وروسته فلزونه ۱۲ ګروپ رانغاړي، لکه جست، کاډمیم او سیماب. که څه هم جرمانیم، انټیموني، او پولونیم د قاعدې له مخې فلز وزمه (شبه فلزونه) دي، خو کله کله یې په دې ګروپ کې شاملوي. د دې عنصرونو له دویمې نومېرنې سره سم ۱۲ ګروپ نه شي کولای چې د فلزونو په دې ګروپ

کې ونیول شي. پر ۲۰۰۳ ز کال د درسي کتابونو او مونوګرافونو زده کړې وښوده چې دواړه پخلي نږدې په يو برابر سره کارېدلي دي.

د تر انتقال وروسته فلزونو کیمیا

پر ۱۹۵۰ ز کال د غیرعضوي کیمیا په ډېرې درسي کتابونو کې انتقالي فلزونه په ۱۱ ګروپ کې نیول شوي ول، مس، سپین زر او سره زر لکه د اضافونې په توګه په ۱۲ ګروپ کې نیول شوي ول. د تر انتقال وروسته فلزونو دا ټاکنه، چې پاس يې يادونه وشوه، د تیوریکي او عملي کیمیا نړیواله ټولنه يې سلا نه ورکوي چې کار ترې واخیستل شي، خو بیا هم تر اوسه لا کارېږي.

له دويم ځېل او پخلي سره سم انتقالي فلزونه یا د **d** نابشپړ قشر لري، یا هم د **d** پای ته نارسېدلي قشر د جوړولو وړتیا لري. پر ۲۰۰۷ ز کال د سیمابو **(IV)** فلورايډ، **HgF_4** سینتېز شو. دا مرکب په خپل ترکیب کې د سیمابو داسې اتوم لري چې د **d** قشر يې بشپړ نه دی. د دې ته ورته کوپرنیسیم په اړه هم د دغسې خاصیت د شتون وړاندوینه شوې ده. مانا دا چې د دې عنصر هم په اټکلي ډول باید همدغه شان الکتروني وېش جوړ شي. په دې صورت کې تر انتقال وروسته فلزونه یوازې جست او کاډمیم په ځان کې رانغاړي.

انټیموني فلز وزمه، فلز او کله کله خو لا تر انتقال وروسته فلز ګڼل کېږي. الومینیم نه انتقالي فلز دی او نه تر انتقال وروسته فلز، ځکه چې دا فلز د **d** قشر نه لري او د کیمیايي عنصرونو په دوره يي جدول کې تر انتقالي فلزونو پاس ځای پر ځای شوی دی.

سپک فلزونه

درې ګونی نوم، سپک فلزونه کله کله د هغو فلزونو په نامه بیانوي چې د دوره يي جدول په **p** بلاک کې ځای پر ځای دي. د دوی د ویلې کېدو او ایشېدو د تودوخې درجې د انتقالي فلزونو له هغو څخه توپیر لري. د انتقالي فلزونو په پرتله د دوی الکتروني منفیت لوړ دی؛

سپک فلزونه د دوی په پرتله دومره کلک نه دي. دوی له فلزوزمه (شبه فلزونو) څخه توپیر لري، خو د دوی د اېشېدو د ډېرې لوړې درجې لامله د دوره يي جدول په پراخ ځېل کې په یوه کرښه کې ځای پر ځای دي.

د «سپکو فلزونو» نومونه د تیوریکي او عملي کیمیا د نړیوالې ټولنې له خوا نه ده پخه (تصدیق) شوې. داسې دود دی چې الومینیم، گالیم، اینډیم، قلع، سرپ او بیسموټ په دغه گروپ کې شامل گڼل کیږي. کله کله جرمانیم، انتیموني او پولونیم هم په دغه گروپ کې شامل گڼل کیږي، له دې سره سره چې دوی فلزوزمه هم دي. فلیرووېم، لیورموریم او د ۱۱۳، ۱۱۵ شمېرې عنصرونه چې لنډمهاله نومونه ورکړ شوي، بنايي هماغه ځانگړني ولري. د خواصو د څېړنې لپاره په وزني کچو کې د دغو کیمیايي عنصرونو سینتېز کول تر اوسه لا ناشونی دی.

۱۳	۱۴	۱۵	۱۶
Al الومینیم			
Ga گالیم	**Ge** جرمانیم		
In اینډیم	**Sn** قلع	**Sb** انتیموني	
Tl تالیم	**Pb** سرپ	**Bi** بیسموټ	**Po** پولونیم
Uut	**Fl**	**Uup**	**Lv**

ليورموريم	انون پنتيم	فليروويم	اونونتريم

جرمانيم ، انټيموني ، پولونيم ، اونونتريم ، فليروويم ، اونون پنتيم ، او ليورموريم تر انتقال وروسته فلزونه او نوريې سپک فلزونه دي

۵. فلزوزمه (شبه فلزونه)

فلزوزمه هغه شمېر کيميايي عنصرونه دي چې په دوره يي جدول کې د فلزونو او نافلزونو ترمنځ ځای پر ځای شوي دي . دا فلزونه د اشتراکي (کووالينټ) اړيکي بلوري بڼې د جوړولو خاصيت او برېښنا تېرولو وړتيا لري.

د فلزوزمو د جامد حالت فيزيک کې بېلابېل توکي د فلزوزمو په نامه يادېږي، داسې توکي چې د برېښنايي ځانګړنو له پلوه يې د فلزونو او برېښنا نيم تېرووونکيو تر منځ منځواټنيز حالت خپل کړی وي.

هغه فلزونه چې د فلزوزمو په شمېر کې راځي هغه سيليکون **Si**، بورون **B**، جرمانيم **Ge**، ارسينيک **As**، انټيموني **Sb**، ټيلوريم **Te**، کله کله بيسموټ **Bi**، پولونيم **Po**، استاټين **At** ، همدا راز قلع **Sn** چې د برېښنا نيم تېرووونکې بڼه لري، او د کاربن-ګرافيت د جوړښت د بېلابېلو بڼو (موديفيکېشن) درلودونکې ده.

فلزوزمه د خپلو کيميايي خواصو له پلوه نافلزونه دي (مانا فلزونه نه دي)، خو د برېښنا تېرولو د وړتيا له پلوه په برېښنا تېرووونکيو پورې اړه لري.

له برېښنا نيم تېروونکيو څخه په توپير کې فلزوزمه د تودوخې په ټيټ ترينه، ياني صفر درجه کې د برېښنا تېرولو وړتيا لري او له فلزونو څخه په توپير کې يې د تودوخې د درجې په لوړېدو سره د برېښنا تېرولو وړتيا ډېرېږي.

د فلزوزمو ځانګړې خاصيت د ظرفيتي او برېښنا تېرولو ډګرونو کمزورې بندېدنه ده چې داسې يو حالت رامنځته کوي چې فلزوزمه ان د تودوخې تر صفر درجې پورې د برېښنا د بهير تېرولو وړ پاتې کيږي. په فلزوزمه کې د برېښنا د بهير وړونکي يا لېږدوونکي ډېر خوځند (متحرک) دي، خو کوشنۍ اغېزمنه کتله(**effective mass**) لري.

فلزوزمه دوه ځانګړي خوص لري چې هغه:

لومړی: فلزوزمه زياتره د امفوتيريک اکسايډونو په حالت موندل کيږي.

دويم: فلزووزمه زياتره د برېښنا نيم تېرووونکي دي.

	۱۳	۱۴	۱۵	۱۶	۱۷
۲	B بورون	C کاربون	N نايټروجن	O اکسيجن	F فلورين
۳	Al الومينيم	Si سيليکون	P فاسفورس	S سولفور	Cl کلورين
۴	Ga ګاليم	Ge جرمانيم	As ارسينيک	Se سيلينيم	Br برومين

۵	In اینډیم	Sn قلع	Sb انتیموني	Te ټیلوریم	I ایوډین
۶	Tl تالیم	Pb سرپ	Bi بیسموټ	Po پولونیم	At استاټین

۶. نافلزونه

نافلزونه هغه شمېر عنصرونه دي چې نافلزي خواص لري او د دوره يي جدول پاسنی ښی کونج يې نیولی دی. د جدول په گروپگیو او دورو کې د دوی د ځایگیو ترتیب په لاندې ډول دی:

گروپ	III	IV	V	VI	VII	VIII
۱–دوره						He
۲–دوره	B	C	N	O	F	Ne
۳–دوره		Si	P	S	Cl	Ar
۴–دوره			As	Se	Br	Kr
۵–دوره				Te	I	Xe
۶–دوره					At	Rn

په دوره يي جدول کې د نافلزونو پرله پسې شمېرې، نومونه او سېمبولونه دادي: ۲ شمېره هيليم **He** ، **۵** شمېره بورون **B** ، ۲ شمېره کاربون **C**، ۷ شمېره نايټروجن **N**، ۸ شمېره اکسيجن **O**، ۹ شمېره فلورين **F**، ۱۰ شمېره نيون **Ne** ، ۱۴ شمېره سيليکون **Si** ، **۱۵** شمېره فاسفورس **P**، ۱۲ شمېره سولفور **S**، ۱۷ شمېره کلورين **Cl** ، ۱۸ شمېره ارگون **Ar**، **۳۳** شمېره ارسينيک **As**، **۳۴** شمېره سيلينيم **Se**، **۳۵** شمېره برومين **Br**، **۳۲** شمېره کريپټون **Kr**، **۵۲** شمېره ټيلوريم **Te** ، **۵۳** شمېره ايوډين **I**، **۵۴** شمېره کسينون **Xe**، **۸۵** شمېره استاټين **At** او ۸۲ شمېره راډون **Rn**.

سربېره پر دې، هايډروجن هم د نافلزونو په شمېر کې راځي.

د نافلزونو څرگند خاصيت د دوی د اتومونو په بهرنۍ انرژيکي سويه کې د الکترونونو د شمېر زياتوالی دی. دا د فلزونو په پرتله له دوی سره د اضافي الکترونونو د يوځای کېدو د ډېرې وړتيا ، او د لوړ اکسيډېشني فعاليت ښکارندويي کوي.

نافلزونه د الکترون لوړ ترکيبي ميل، لوی الکتروني منفيت او لوړ ريډوکشن ځواک (**Reduction potential**) لري.

د نافلزونو د ايون جوړولو د انرژۍ د لوړ اهميت له برکته، د دوی اتومونه کولای شي چې د نورو نافلزونو او امفوتيريک عنصرونو له اتومونو سره اشتراکي اړيکي (کووالينټ اړيکي) جوړ کړي . د عادي فلزونو د مرکبونو د جوړښت له لوړ ايوني طبېعت څخه په توپير کې، ساده نافلزي توکي، همدا راز د نافلزونو مرکبونه د جوړښت اشتراکي طبېعت لري.

دا نافلزي عنصرونه، ساده مادې لکه فلورين ، کلورين ، اکسيجن، نايټروجن، هايډروجن، نجيبه گازونه په خپلواک يا نره ډول گازونه دي . دا نافلزونه لکه ايوډين،

استاټين، سولفور، سيلينيم، ټيلوريم، فاسفورس، ارسينيک، کاربون، سيليکون او بورون کېداى شي چې جامد وي. برومين د کوټې د هوا د تودوخې په درجه کې په اوبلن (مايع) حالت سره شتون لري.

ځينې نافلزونه د جوړښت بېلابېل حالتونه لري. ګازي اکسيجن د جوړښت دوه حالتونه لري، چې هغه اکسيجن O_2 او ازون O_3 دی. جامد کاربون ډېرې بڼې لري لکه الماس **C**، استرالينيس (**Astralenes**)، ګرافين C_n ، ګرافان **(CH≡)n**، ګرافيټ **C**، کاربين، لونسډېليټ **C**، فوليرين، ښيښه يي کاربون (**glassy carbon**)، دوه اتومه کاربون، کاربوني نانه جوړښتونه (کاربون نانوفوان، کاربوني نانه مخروطونه، کاربوني نانه لولې، کاربوني نانه فيبر) او امفوتيريک کاربون چې اوس کشف شوی او کېداى شي چې نورې داسې بڼې (موديفيکېشنونه) يې هم کشف شي لکه چاويټ **C** او فلزي کاربون.

په طبېعت کې په ازاد، د ساده توکيو په ډول او په ماليکولي بڼه داسې نافلزونه ليدل کيږي لکه نايټروجن، اکسيجن او سولفور. نافلزونه ډېرى مهال په مرکبې ډول شتون لري لکه اوبه **H_2O**، مينرالونه، غرنۍ ډبرې (**rock**)، بېلابېل سيليکاټونه، فاسفاټونه او بوراټونه. د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د نافلزونو کچه يا خپرېدنه ډېر توپير لري. هغه نافلزونه چې د ځمکې په پاسني قشر کې تر نورو ډېر دي هغه اکسيجن، سيليکون او هايډروجن دي. هغه نافلزونه چې ډېر لږ دي هغه ارسينيک، سيلينيم او ايوډين دي.

۷. هالوجينونه

هالوجين د يوناني ژبې له (**halos**) يانې «مالګه» او (**genes**) يانې «زېږېدنه، پيدا کېدنه، زېږېدلی» څخه اخيستل شوې چې په انګرېزي کې يې (**halogen**) بولي. هالوجينونه (هالوجيني عنصرونه) هغه کيميايي عنصرونه دي چې د دوره يي جدول په ۱۷

گروپ کې ځای پر ځای دي. د دې عنصروونو پر له پسې شمېرې، نومونه او سېمبولونه دادي: **۹** شمېره فلورین **F**، **۱۷** شمېره کلورین **Cl**، **۳۵** شمېره برومین **Br**، **۵۳** شمېره ایوډین **I**، **۸۵** شمېره استاټین **At** او **۱۱۷** شمېره مصنوعي عنصر اونون سیپټیم **Uus**.

دا عنصرونه، پرته له ځینو فلزونو، نږدې له نورو ټولو ساده توکیو سره تعامل کوي. ټول هالوجیني عنصرونه فعال اکسایډ جوړوونکي دي، ځکه خو په طبیعت کې یوازې د مرکبونو په ډول موندل کیږي. د هالوجینونو د پرله پسې شمېرې له زیاتولي سره د دوی کیمیایي فعالیت کمیږي، د هالوجینید- ایون $F^-, Cl^-, Br^-, I^-, At^-$ کیمیایي فعالیت کمیږي.

دلته به د هالوجینونو د څو بېلګو انځورونه وړاندې شي:

انځور: **۵۳** شمېره ایوډین **I**

انځور: ۳۵ شمېره برومین Br

انځور: ۱۷ شمېره کلورین Cl

ټول هالوجینونه نافلزونه دي. د اتوم په بهرنۍ انرژیکي سویه کې یې ۷ الکترونونه شتون لري چې پیاوړي اکسایډکوونکي دي. (اکسایډ کوونکی یانې د الکترونونو اخیستونکی). له فلزونو سره یې د تعامل په پایله کې ایوني اړیکی راپیدا کیږي او مالګې جوړیږي. هالوجینونه (پرته له فلورینه F) له لوړ الکتروني منفیت درلودونکیو

عنصرونو سره په تعامل کې کولای شي چې ان د اکسایډ جوړولو (اکسیډېشن) تر لوړې درجې ۷+ پورې بشپړوونکي خواص وښيي.

په طبیعت کې د هالوجینونو شتون او د ساده توکیو لاس ته راوړل یې

لکه څنګه چې پاس هم وویل شول، هالوجینونه د تعامل کولو ډېره وړتیا لري، ځکه خو په طبیعت کې زیاتره د مرکبونو په بڼه موندل کیږي.

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د دوی خپرېدنه له فلورینو څخه د ایوډینو په لور د اتوم نیمايي قطر له زیاتېدو سره کمیږي. د ځمکې په پاسني قشر کې د استاتین شتون د ګرامونو په شمېر اندازه کیږي، خو اونون سیپتیم یې بیا په طبیعت کې نشته. فلورین، کلورین، برومین او ایوډین په صنعتي پیمانو سره تولیدیږي، له دوی څخه یې کلورین په ډېره کچه تولیدیږي.

دا عنصرونه په طبیعت کې د هالیډونو (**Halide**) په بڼه موندل کیږي (پرته له ایوډینه، ایوډین هم د سوډیم ایوډات **$NaIO_3$** په بڼه موندل کیږي، یا هم پوتاسیم د الکلي فلزونو د نایټراټونو په موندځایونو (کانونو) کې د پوتاسیم ایوډاټ **KIO_3** په بڼه موندل کیږي). لکه څنګه چې ډېری کلورایډونه، برومایډونه، ایوډایډونه په اوبو کې حلیږي، نو دا انیونونه په سمندرونو او د اچارو (برینو) په طبیعي اوبو کې شتون لري. د فلورینو بنسټیزه سرچینه کلسیم فلورایډ **CaF_2** دی. کلسیم فلورایډ لږ حلېدونکی دی او د ختېځل توکیو له ډولونو څخه ګڼل کیږي، لکه فلوریټ **CaF_2** چې دی.

د ساده توکو د لاس ته راوړلو بنسټیزه لار یې د هالیډونو اکسایډ کول (اکسیډېشن) دي. لوړ مثبت ستاندارتي الکترودي څواکونه لکه:

$$E_0(Cl_2/Cl^-) = +1,36\ B \quad \text{او} \quad E_0(F_2/F^-) = +2,87\ B$$

ښيي چې F^- او Cl^- ایونونه یوازې د پیاوړیو اکسایډکوونکیو پر مټ اکسیډېشن کېدای شي. په صنعت کې یې یوازې الکترولیتي اکسیډېشن کارېږي. د فلورینو د لاس ته راوړلو پر مهال باید د اوبو محلول ونه کارول شي، ځکه چې اوبه په ډېر ټیټ ځواک سره اکسیډېشنیږي (B ۱,۳۲+) او جوړېدونکي فلورین ژر له اوبو سره تعامل کوي. فلورین لومړی ځل پر ۱۸۸۶ ز کال پرانسي کیمیاپوه «فیردیناند فریدیریک هنري مواسان» (۱۸۵۲-۱۹۰۷) په بې اوبو هایډروفلوریک اسیډ HF کې د پوتاسیم بیفلورایډ KHF_2 د محلول په الکترولیز سره تر لاسه کړ.

په رغاوه (صنعت) کې په تړوله کې کلورین په ځانګړیو الکترولیتي لوښیو کې د سوډیم کلورایډ NaCl د اوبو محلول د الکترولیز کولو پر مټ لاس ته راوړي. د دې په پایله کې دا لاندې تعاملونه ترسره کیږي:

د انود نیم تعامل: $2Cl^-(aq) \rightarrow Cl_2(g) + 2e^-$

د کتود نیم تعامل: $H_2O(l) + 2e^- \rightarrow 2OH^-(aq) + H_2(g)$

پر انود باندې د اوبو اکسیډېشن د الکترود د داسې توکي تر کارونې لاندې راځي چې له کلورینو Cl_2 څخه د اکسیجن O_2 په نسبت لوړ برېښنایي توب ولري. (دا توکی روتېنیم اکسایډ RuO_2 دی).

په اوسنیو الکترولیتي لوښیو کې کتودي او انودي ډګرونه د پولیمیري ایون تبادله کوونکي ممبران پر مټ بېلې شوې دي. ممبران د Na^+ کټیونونو ته دا شونتیا ورکوي چې له انودي (د انود) ډګر څخه کتودي (د کتود) ډګر ته تېر شي. د کټیونونو دا تېرېدنه د الکترولیز د لوښي په دواړو برخو کې برېښنايي منځنیتوب (یا مساوي توب) ساتي، ځکه چې د الکترولیز په بهیر کې منفي ایونونه له انود څخه لرې کیږي، یانې $2Cl^-$ په Cl_2 بدلیږي او له کتود سره زېرمه کیږي (OH^-). مخامخ لوري ته د OH^- لېږدېدنه هم کېدای

شي چې برېښنايي مساويتوب وساتي، خو په دې صورت کې د OH^- ايون له Cl_2 سره تعامل کوي او ټوله پايله يې بې ګټې او صفر ته رسوي.

برومين د کيميايي اکسيډ ښن پر مټ بروماېډ ايون، چې په سمندري اوبو کې شتون لري، تر لاسه کوي. له طبيعي اچارو اوبو (برين) څخه چې په I^- غني وي، د ايوډينو د لاس ته راوړلو لپاره هم همدغه لار کاريږي. په دواړو عمليو کې له کلورينو څخه د اکساېډ کوونکي په توګه کار اخيستل کيږي، هغه کلورين چې ډېر اکسيډ ښني خواص لري. جوړ شوي برومين Br_2 او ايوډين I_2 له محلول څخه د هوا د بهير پر مټ لري کيږي.

فيزيکي خواص يې

فلورين يو داسې عنصر دی چې په سختۍ په اوبلن حالت اوړي، خو کلورين بيا په اسانۍ په اوبلن حالت اوښتونکی، ساه بندوونکی (خپک کوونکی) ګاز دی چې تېز بوی لري. د هالوجينونو د انرژۍ اړيکي د دوی د ليکې له پاسه مخ پر ښکته برابر بدلون نه مومي. د فلورينو د اړيکي ځواک بې نورمه ډېر ټيټ دی (۱۵۱ موله) دی. دا له دې لامله چې فلورين د d سويه نه لري او له نورو (Cl_2 ۲۴۳, Br_2 ۱۹۹, I_2 ۱۵۰,۷, At_2 ۱۱۷ کيلوجوله\موله) څخه په توپير کې نه شي کولای چې يونيم اړيکي جوړ کړي. له کلورينو تر استاټينه د اړيکو ځواک ورو ورو کمزوری کيږي، او دا پېښنه د اتوم د نيمايي قطر له لويوالي سره تړاو لري. د دوی د اېشېدو (ويلي کېدو) درجې هم همدا ډول نانورمي (ناقاعده يي) حالت لري:

د عنصر نوم او فورمول	د ویلي کېدو درجه د س. گ په شمېر	د ایشېدو درجه د س. گ په شمېر
فلورین F_2	۲۲۰ -	۱۸۸ -
کلورین Cl_2	۱۰۱ -	۳۴ -
برومین Br_2	۷ -	۵۸
ایوډین I_2	۱۱۳,۵	۱۸۴,۸۸۵
استاټین At_2	۲۴۴	۳۰۹

کیمیایي خواص یې

ټول هالوجینونه لوړ اکسیډېښني فعالیت لري، چې له فلورینو څخه استاټین ته په تېرېدو سره کمیږي. فلورین د هالوجینونو له شمېر څخه تر ټولو ډېر فعال دی، بې له استثنا له ټولو فلزونو سره تعامل کوي. له فلزونو څخه یې ډېر د فلورینو په اتموسفیر کې پخپله اور اخلي چې ډېره کچه تودوخه ازادوي، د بېلگې په توگه:

$2Al + 3F_2 = 2AlF_3 + ۲۹۸۹$ кДж, (ياني ۲۹۸۹ کيلوجوله تودوخه)

$2Fe + 3F_2 = 2FeF_3 + ۱۹۷٤$ кДж. (ياني ۱۹۷۴ کيلوجوله تودوخه)

فلورين پرته له تودولو له ډېرو نافلزونو سره هم تعامل کوي، لکه له هايډروجن H_2، سولفور S، کاربون C ، سيليکون Si ، فاسفورس P سره . دا ټول تعاملونه ډېر تودوخيز (تودوخه ورکوونکي، ازادوونکي) دي، د ساري په توګه:

$H_2 + F_2 = 2HF + ۵٤۷$ кДж, (ياني ۵۴۷ کيلوجوله تودوخه)

$Si + 2F_2 = SiF_4(г) + ۱٦۱۵$ кДж. (ياني ۱۲۱۵ کيلوجوله تودوخه)

فلورين ته د تودوخې ورکولو په پايله کې نور ټول هالوجينونه له دې $Hal_2 + F_2 = 2HalF$ فورمول سره برابر اکسيډېشنوي چې Hal = Cl, Br, I, At سره مساوي دی او د HalF په مرکبونو کې د کلورينو ، برومينو ، ايوډينو او استاټين د اکسيډېشن درجه ۱+ ده .

بالاخره فلورين د وړانګې اخيستو پر مهال ان له غير فعالو (نجيبه ګازونو) سره هم تعامل کوي. په دې لاندينۍ معادله کې يې له کسينون Xe سره تعامل ښودل شوی دی:

$Xe + F_2 = XeF_2 + ۱۵۲$ кДж. (ياني ۱۵۲ کيلوجوله تودوخه)

له پېچليو توکيو سره هم د فلورينو تعامل ډېر باانرژي ترسره کيږي . په دې ډول دی او به تکسيدوي (اکسايډ ورسره جوړوي) او دا تعامل چادونيزه ځانګړنه لري:

$3F_2 + 3H_2O = OF_2\uparrow + 4HF + H_2O_2$.

خپلواک ياني نږه کلورين هم په همدې ډول د تعامل ډېره وړتيا لري، له دې سره سره چې تر فلورينو يې فعاليت کم دی . خپلواک کلورين پرته له اکسيجنه، نايټروجنه، او نجيبه ګازونو ، په سيده ډول له نورو ټولو ساده توکيو سره تعامل کوي. دلته به د پرتلې لپاره له هماغو ساده توکيو سره، چې د فلورينو لپاره هم دي، د کلورينو د تعامل معادلې راوړو :

$2Al + 3Cl_2 = 2AlCl_3(кр) + 1405$ кДж, (ياني ۱۴۰۵ کیلوجوله)

$2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3(кр) + 804$ кДж, (ياني ۸۰۴ کیلوجوله)

$Si + 2Cl_2 = SiCl_4(Ж) + 662$ кДж, (ياني ۶۶۲ کیلوجوله)

$H_2 + Cl_2 = 2HCl(г) + 185$ кДж. (ياني ۱۸۵ کیلوجوله)

له هايډروجن سره تعامل ځانګړې لېوالتيا لري. د کوټې د هوا د تودوخې په عادي درجه کې، چې رڼا نه وي، کلورين له هايډروجن سره تعامل نه کوي، خو د تودوخې ورکولو يا هم په رڼا کې (د ساري په توګه سيده د لمر په رڼا کې) دا تعامل له لاندې راوړل شوي ځنځيري ميکانيزم سره سم، له چاودنې سره ترسره کيږي:

$$Cl_2 + h\nu \rightarrow 2Cl,$$
$$Cl + H_2 \rightarrow HCl + H,$$
$$H + Cl_2 \rightarrow HCl + Cl,$$
$$Cl + H_2 \rightarrow HCl + H$$

او داسې نور.

د دې تعامل تحريکېدنه د $(h\nu)$ فوتونونو، چې د Cl_2 ماليکولونه په اتومونو تجزيه کوي، تر اغېز لاندې ترسره کيږي. له دې سره يو ځای د يو په بل پسې سرته رسېدونکيو تعاملونو ځنځير رامنځته کيږي، او په هر يو تعامل کې يې داسې ذره راپيدا کيږي چې د بل راتلونکي پړاو پيلوونکې وي.

د هايډروجن H_2 او کلورينو Cl_2 تر منځ تعامل د فوتوکيميايي ځنځيري تعاملونو (photochemical reactions) د څېړنې لپاره د يو له لومړنيو ډګرونو په توګه خدمت وکړ. د ځنځيري تعاملونو په اړه وده کې تر ټولو لويه ونډه روسي فيزيک-کيمياپوه، پر ۱۹۵۶ ز کال د کيميا په څانګه کې د نوبل ډالۍ ګټونکي «نيکولای نيکولاېويچ سيميونوف» (۱۸۹۶-۱۹۸۶) درلودلې ده.

کلورین له ډېرو پېچلیو توکیو سره تعامل کوي، د ساري په توګه د ځایناستي کېدو او له هایډروکاربونونو سره یو ځای کېدو تعاملونه یې :

$$CH_3\text{-}CH_3 + Cl_2 \rightarrow CH_3\text{-}CH_2Cl + HCl,$$
$$CH_2{=}CH_2 + Cl_2 \rightarrow CH_2Cl - CH_2Cl.$$

کلورین Cl_2 کولای شي چې د تودوخې ورکولو پر مهال برومین Br_2 وباسي، یا ایوډین I_2 له هایډروجن H_2، یا له فلزونو سره د هغوی له مرکبونو څخه لرې کړي:

$$Cl_2 + 2HBr = 2HCl + Br_2,$$
$$Cl_2 + 2HI = 2HCl + I_2,$$
$$Cl_2 + 2KBr = 2KCl + Br_2,$$
همدا راز له اوبو H_2O سره تعامل کوي:

$$Cl_2 + H_2O = HCl + HClO - 25 \text{ кДж}.$$

کلورین په اوبو کې حلیږي او تر یوې کچې پورې له هغوی سره تعامل کوي، لکه څه ډول چې پاس ښودل شوې، د توکیو انډولیز (برابر) مخلوط جوړوي چې د کلوریني اوبو په نامه یادیږي.

موږ همدا راز وینو چې کلورین د وروستۍ معادلې په کینه برخه کې د اکسایډ کېدو صفر درجه لري. د تعامل په پایله کې د کلورینو د یو شمېر اتومونو د اکسایډ کېدو درجه ۱− (в HCl)

شوې، د نورو اتومونو د اکسایډ کېدودرجه یې ۱+ (په کلورین وزمه تېزابو HOCl کې) شوې ده. دا تعامل د له خپل ځان سره تعامل کولو یوه بېلګه ده، یا هم د نامتناسب ګډون (Disproportionation) تعامل بېلګه ده.

کلورین کولای شي چې له الکلي عنصرونو سره هم همدغسې د نامتناسب ګډون تعامل وکړي:

(په ساړو کې) $Cl_۲ + ۲NaOH = NaCl + NaClO + H_۲O$

(د تودوخې ورکولو پر مهال) $۳Cl_۲ + ۶KOH = ۵KCl + KClO_۳ + ۳H_۲O$

د برومینو کیمیایي فعالیت د فلورینو او کلورینو تر کیمیایي فعالیته لږ دی، خو له دې پلوه بیا هم ډېر دی چې برومین زیاتره په اوبلن حالت کې کارېږي، ځکه خو د ده لومړني ټینګتوکي (کونسنتراتونه) په نورو برابرو شرایطو کې تر کلورینو ډېر دي.

د ساري په توګه له برومینو $Br_۲$ او سیلیکون Si سره د هایډروجن $H_۲$ ترمنځ د تعامل بېلګه:

(۴۳۳ کیلوجوله) $Si + ۲Br_۲ = SiBr_۴(ж) + ۴۳۳$ кДж,

(۷۳ کیلوجوله) $H_۲ + Br_۲ = ۲HBr(г) + ۷۳$ кДж.

برومین په داسې حال کې چې د «نرم» کاشف (**Reagent**) په توګه دی، په عضوي کیمیا کې ډېر کارېږي.

اړینه ده وویل شي چې برومین $Br_۲$ د کلورینو $Cl_۲$ په څېر په اوبو کې حلیږي، تر یوې کچې له هغو سره تعامل کوي او په پایله کې یې برومیني اوبه جوړېږي. په اوبو کې د ایوډینو $I_۲$ حلېدنه د تودوخې په ۲۵ س. ګ درجو کې په یو لیتر کې ۰٫۳۳۹۵ ګرامه ده او دا تر برومین لږ ده، د ایوډینو د اوبو محلول «د ایوډیني اوبو» په نامه یادېږي. ایوډین کولای شي چې د ایوډایډونو په محلولونو کې حل شي او مجموعي انیونونه جوړ کړي:

$I_۲ + I^- \rightarrow I^-_۳$

جوړ شوی محلول د لوگول محلول (**Lugol's solution**) په نامه یادیږي.

ایوډین د کیمیایي فعالیت له پلوه تر نورو هالوجینونو ډېر توپیر لري. دی له ډېری نافلزونو سره تعامل نه کوي، خو له فلزونو سره یوازې د تودوخې په ورکولو ورو ورو تعامل کوي. له هایډروجن سره د ایوډینو تعامل یوازې په ډېرې تودوخې ورکولو ترسره کیږي. د دوی ترمنځ دا تعامل د تودوخه جذبوونکي کیمیایي تعامل (**Endothermic**) په نامه یادیږي چې ډېر معکوس (راستنېدونکی) دی:

(۵۳ کیلوجوله) $H_۲ + I_۲ = ۲HI$ — ۵۳ кДж.

په دې ډول د هالوجینونو کیمیایي فعالیت له فلورینو څخه تر استاټینه په پرله پسې ډول ورو ورو کمیږي. د **F-At** په لیکه کې هر هالوجیني عنصر کولای شي چې له ده سره د هایډروجن یا فلزونو بل راتلونکی مرکب له خپله ځایه وباسي (ازاد کړي)، یانې دا چې هر هالوجین د ساده توکي په بڼه دا وړتیا لري چې له بل هر راتلونکي هالوجیني عنصر سره اکسایډ جوړ کړي (هالوجینیډ ایون). استاټین تر ایوډینو هم د تعامل کولو لږه وړتیا لري، خو دی هم له فلزونو سره تعامل کولای شي، د ساري په توگه له لیتیم **Li** سره:

لیتیم استاټیډ — $۲Li + At_۲ = ۲LiAt$

د حلېدو پر مهال یې نه یوازې چې انیونونه، بلکې کتیونونه هم جوړیږي، د $At^+:HAt$ حلېدل (تجزیه) په $۲HAt=H^++At^-+H^-+At^+$ باندې.

۸. نجیبه گازونه

نجیبه گازونه (یا کمپېښنه او بې فعالیته گازونه) هغه عنصرونه دي چې د دوره یي جدول په ۱۸ گروپ کې ځای پر ځای دي. د نجیبه گازونو په ډله کې دا عنصرونه گډون لري لکه ۲

شمېره هیلیم He، ۱۰ شمېره نیون Ne، ۱۸ شمېره ارګون Ar، ۳۶ شمېره کریپټون Kr، ۵۴ شمېره کسینون Xe، ۸۶ شمېره راډون Rn او بنايي چې ۱۱۸ شمېره اونون اکتیم Uuo وي.

د نجیبه ګازونو کیمیايي خواص

نجیبه ګازونه کیمیايي فعالیت نه لري. بیا هم پر ۱۹۶۲ ز کال انګلیسي او امریکايي کیمیاپوه «نیل برټلیټ» (۱۹۳۲-۲۰۰۸) وښوده چې دوی ټول په ټاکلیو شرایطو کې کولای شي چې مرکبونه جوړ کړي. په تېره بیا په ډېرې لېوالتیا له فلورینو سره. تر ټولو یې نیون او هیلیم ډېر نافعال دي. د دې لپاره چې دوی دې ته اړ ایستل شي چې په تعامل کې برخه واخلي، اړینه ده چې ډېرې هڅې وشي، زیار وایستل شي او په مصنوعي ډول هر اتوم په ایونونو مشبوع شي (ایونېزېشن) شي. کسینون بیا معکوس زښت ډېر فعال دی (البته د نافعاله او نجیبه ګازونو لپاره)، ان په عادي شرایطو کې هم تعامل کوي او د اکسایډ جوړولو نږدې ټولې درجې ۱+، ۲+، ۴+، ۲+، ۸+ ښیي. راډون هم ډېر کیمیايي فعالیت لري، خو دی ډېر رادیواکتیفي دی او ژر تجزیه کیږي، ځکه خو د کسینون په پرتله د ده د کیمیايي خواصو بشپړه څېړنه ستونزمنه ده.

اونون اکتیم له دې سره سره چې د دوره یي جدول په ۸ (۱۸) ګروپ پورې اړه لري، ښايي چې نجیبه ګاز ونه بلل شي، ځکه داسې اټکل کیږی چې په عادي شرایطو کې د نسبي اغېزونو لامله، چې د ده د ډېر چارج لرونکې هستې ته نږدې یې د الکترونونو پر حرکت کوي، دی به په جامد حالت کې شتون ولري.

فیزیکي خواص یې

نجیبه ګازونه بې رنګه دي او بوی نه لري. دوی په لږه کچه په هوا کې او د ډېرینو غرونو په ځینو برخو کې شتون لري. همدا راز د ځینو سترو ګرزنده ستوریو (سیارو) په اتموسفیرونو کې هم شتون لري.

کارېدنه يې

د نجيبه ګازونو د ابشېدو او ويلي کېدو ټکي ډېر ټيټ دي، چې له همدې کبله د يخ پېژندنې (cryogenics) په تخنيک کې، د يخ توليدولو ماشينونو کې ترې د کاري توکي په توګه کار اخيستل کيږي. اوبلن هيليم چې د تودوخې په ۲۶۸,۹۵ س ګ (۴,۲ کيلوين) درجو کې ابشي، د تودوخې د ډېرې لوړې درجې په وړاندې مقاومت لرونکيو وسايلو جوړولو کې کاريږي. له هغه شمېره د الکترومقناطيسي سترو ګوړيو د سړولو لپاره هم. اوبلن نيون که څه هم د سوړوالي دومره ټيټو درجو ته لکه اوبلن هيليم چې رسيږي، نه شي رسېداى، خو بيا هم په يخ پېژندنه کې کاريږي، ځکه چې د ده سړوونکي خواص (د براس ځانګړې تودوخه) د اوبلن هيليم تر هغه ۴۰ ګرايه ښه ده، او د اوبلن هايډروجن تر هغه درې ګرايه ښه ده.

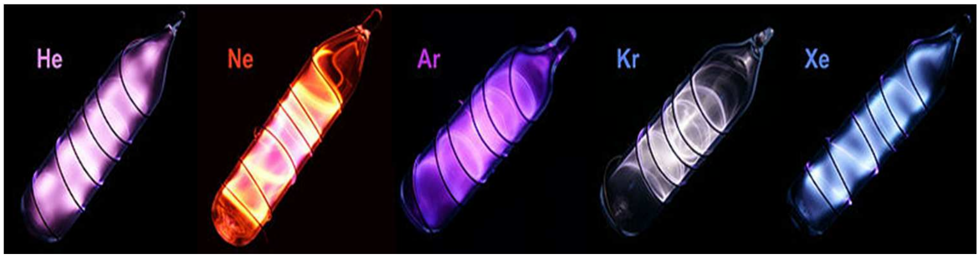
په مايعاتو کې د هيليم د حلېدو د ټيټ کچ لامله، په تېره بيا په شحمياتو کې، د نايټروجن پر ځاى د تنفسي ګازونو د يوې برخې په توګه کاريږي، البته په داسې حالت کې تر فشار لاندې د تنفس کولو لپاره چې سړى تر اوبو لاندې لامبو وهلو په حالت کې وي. په وينه او په بيولوجيکي ووبونو (نسجونو) کې د ګازونو د حلېدو کچ تر فشار لاندې لوړيږي. د تنفس لپاره د عادي هوا يا هم نورو نايټروجن لرونکيو ګازي مخلوطونو د کارونې په صورت کې کېداى شي چې د نايټروجني مسمومتيا د اغېز لامل شي.

په شحمياتو کې د لږ حلېدو له برکته د هيليم اتومونه د ژوندينکو (حجرو) د ممبران لامله دريږي (مخنيوى يې کيږي)، ځکه خو هيليم په داسې تنفسي مخلوطونو کې کاريږي لکه تريميکس (Trimix) او هيليوکس (Heliox)، د ګازونو هغه نېشه يي اغېز کموي چې د اوبو په ژورتيا کې د لامبو وهلو پر مهال راپيدا کيږي. سربېره پر دې، د بدن په مايعاتو کې د هيليم د حلېدو ټيټه وړتيا دا شونتيا راپيدا کوي چې انسان د اوبو له ژور تل څخه د ژر راپورته کېدو پر مهال د ګازي مخلوطونو د فشار د کمېدو لامله ناروغۍ

(Decompression sickness) څخه ژغوري. په بدن کې د حل شوي ګاز د پاتې شوني کمېدنه دا مانا لري چې له اوبو څخه د راوتو پر مهال لږ ګازي کوبې (حبابونه) جوړيږي. دا پېښه د (Air embolism) د ناروغۍ ګواښ کموي. بل نجيبه ګاز ارګون تر اوبو لاندې لامبو وهلو د ځانګړې وچې دربشۍ لپاره د قشر په توګه کاريږي.

ارګون د نجيبه ګازونو له شمېر څخه تر ټولو ډېر ارزان ګاز دی. په اتموسفير کې د دې ګاز کچه نږدې يوه ۱ سلنه ده. ارګون د فلزي څيزونو د ولډينګ کولو، پرې کولو، له هوا څخه د هغو فلزونو د بېلولو (پټ ساتلو) لپاره کاريږي چې له اکسيجن او نايټروجن سره د تودوخې ورکولو پر مهال تعامل کوي. همدا راز د اوبلنو (مايع) پولادو جوړولو لپاره هم کاريږي.

پر ۱۹۳۷ ز کال د هينډينبورګ ۱۲۹ (LZ ۱۲۹ Hindenburg) هوايي بالون تر رالوېدو وروسته په هوايي بالونونو، هوايي پوکنيو کې د اور خطر لرونکي هايډروجن ځای نه سوځېدونکي او اور نه اخيستونکي هيليم ونيو، له دې سره سره چې د لامبو وهلو (د اوبو پر سر پاتې کېدو) وړتيا يې د هايډروجن په پرتله ۸,۲ سلنه کمه ده.



انځور: نجيبه ګازونه په ښيښه يي سربندو لولو کې ځای پر ځای شوي او برېښنايي بهير ترې تېر شوی دی

۹. لانتانايډونه

لانتانايډونه ۱۴ عنصرونه دي چې د دوره يي جدول په ۲ دوره کې ځای پر ځای شوي دي. په دې شمېر کې دا عنصرونه ګډون لري لکه ۵۸ شمېره سيريم **Ce**، ۵۹ شمېره پرازيوډيميم **Pr**، ۶۰ شمېره نيوډيميم **Nd**، ۶۱ شمېره پروميتيم **Pm**، ۶۲ شمېره ساماريم **Sm**، ۶۳ شمېره يوروپيم **Eu** ، ۶۴ شمېره ګاډولينيم **Gd**، ۶۵ شمېره تيربيم **Tb**، ۶۶ شمېره ډيسپروزيم **Dy**، ۶۷ شمېره هولميم **Ho**، ۶۸ شمېره ايربيم **Er**، ۶۹ شمېره توليم **Tm**، ۷۰ شمېره ايتيربيم **Yb** او ۷۱ شمېره لوتيتيم **Lu** . لانتانيم **La** له دې سره سره چې په لانتانايډونو پورې اړه نه لري، ډېرى مهال له دغو عنصرونو سره د پرتلې د اسانتيا لپاره يو ځای کيږي.

ټول لانتانايډونه له لانتانيم، سکانډيم **Sc** او ايتريم **Y** سره د کمپېښه خاورينو عنصرونو په ګروپ کې راځي.

د «لانتانايډونه» نومونه لکه د «اکتينيډونه» نومونې په څېر پر ۱۹۴۸ ز کال د شوروي اتحاد د سانت پيتربورګ د دولتي پوهنتون د پروفيسر «سېرګی الېکساندروويچ شوکارېف» (۱۸۹۳-۱۹۸۴) له خوا وړانديز شوې وې.

د لانتانايډونو خېړنه

د لانتانايډونو پر څېړنه او پر دوی د نويو عنصرونو ورزياتېدنه د ۱۸ پېړۍ په سر کې پيل شوه . دا شمېر عنصرونه په شرطي (فرضي) ډول په دوو ګروپونو وېشل کيږي. سيريمي چې له سيريم څخه پيل او تر يوروپيم پورې عنصرونه رانغاړي، او ايتريمي چې له ګاډولينيم څخه پيل او تر لوتيتيم پورې عنصرونه رانغاړي. دا په دې پورې اړه لري، هغه عنصرونه چې د ساري په توګه په سيريمي ګروپ کې راځي، په خپل منځ کې ډېر سره نږدې دي، همدا راز د ايتريمي ګروپ عنصرونه بيا په خپل منځ کې نږدېوالی لري.

د «کمپېښه ځمکې» نومونه او له هغې سره د «کمپېښه خاورين عنصرونه» نوم د ۱۸ پېړۍ له پيله سرچينه اخلي. هغه مهال اکسايډونه، چې په نږه ډول په طبيعت کې نشته، په دې نامه نومېدل خو د مهال په تېرېدو سره د «کمپېښه ځمکې» نومونه په «لانتانيډونه» بدله شوه، سکانډيم **Sc** او ايتريم **Y** يې هم راونغاړل.

د کمپېښه خاورينو عنصرونو په اړه لومړني مالومات هغه مهال راښيي چې کيمياپوهانو د نږه توکيو د لاس ته راوړلو لارې چارې نه وې زده کړې. پر **۱۷۸۷** ز کال سويډني افسر «ک. ارينيوس» د ايتيربي (**Ytterby**) ښار ته نږدې يو نامالوم تور مينرال وموند. لس کاله وروسته فنلېنډي کيمياپوه «يوهان گاډولين» (**۱۷۶۰-۱۸۵۲**) دا مينرال وڅېړه، په هغه کې يې د نوې «ځمکې، خاورې» شتون مالوم کړ، ياني چې اکسايډ يې مالوم کړ. وروسته دا مينرال چې له ايتيربي څخه راوړل شوی وو، د «گاډولينيټ» (**Gadolinite**) په نامه ونومول شو او نوی اکسايډ، چې له همدغه مينرال څخه بېل شوی وو، «د ايتيربي خاورې» په نامه ونومول شو.

پر **۱۸۰۳** ز کال الماني کيمياپوه «مارتين هاينريش کلاپروت» (**۱۷۴۳-۱۸۱۷**) او له ده سره هممهال «و. هيزينگر» او سويډني کيمياپوه «يونس ياکوب برسيليوس» (**۱۷۷۹-۱۸۴۸**) د «اوهريت» مينرال، چې د سويډن په خاوره کې موندل شوی او وروسته بيا د «سيريټ» په نامه ونومول شو، د څېړنې پر مهال په اصطلاح «د سيريټ خاوره» وموندل شوه. احتمال لري چې دا نوم نږدې هغه مهال د نوي ستوري «سيريس» (**Ceres**) د کشفېدو په وياړ ورکړ شوی وي. تر دې کشف وروسته د پرانسې وتلي کيمياپوه «لويس نيکولاس واکولين» (**۱۷۶۳-۱۸۲۹**) لومړی ځل «سيريټ» وڅېړه او ويې ښوده چې «سيره يي» خاوره (اکسايډ) کېدای شي دوه ډوله وي، توره او نارنجي. په دې ډول لومړی ځل دا وښودل شوه چې سيريم دوه ظرفيتي بڼې لري. «لويس واکولين» «سيره يي» خاوره بشپړه کړه او دې پايلې ته راغی چې سيريم خاوره نه، بلکې يو داسې فلز دی چې پر هغه مهال پېژندل شويو عنصرونو ته ورته نه دی.

خو د سیریټ څېړنې پر همدې ځای پای ته ونه رسېدې. پر ۱۸۱۴ ز کال «یونس یاکوب برسیلیوس» په سیریټ کې پر سیریتي خاوره سربېره ایتیریتي خاوره هم وموندله. ده له «یو. هان» سره یو ځای ایتیریتي خاوره په تېزابو کې حل کړه، پوتاسیم سولفاټ K_2SO_4 یې پرې وراضافه کړ او محلول یې بلوري کړ. په دې عملیې سره دوی دا هم وکړای شول چې لومړی ځل له ایتیریتي خاورې څخه سیریم د سولفاټ دوه ګونې مالګې د پوتاسیم - سیریم په بڼه بېلې کړي. څېړنو دوی ته دا پایله په لاس ورکړه چې د سیریمي او ایتیریتي خاورو تر منځ ډېر ورته والی شته او په طبیعت کې شتون لري. تر دې وروسته د «یونس یاکوب برسیلیوس» د شاګرد، سویډني ډاکتر او کیمیاپوه «کارل ګوستاف موساندر» (۱۷۹۷-۱۸۵۸) له خوا داسې پایلنیوی وشو چې دا «خاورې» کوم بېل بېل اکسایډونه نه ول، بلکې د په خپل منځ کې یو بل ته ورته ډېری فلزونو د اکسایډونو مخلوطونه ول.

«کارل ګوستاف موساندر» په داسې حال کې چې له سیریمي خاورې څخه یې د نړه توکي د جلا کولو هڅې کولې، هغه یې په نایټریک اسیډ HNO_3 باندې پاکوله، له هغې څخه یې اوبه بړاسولې او په دې ډول یې د هغې مالګه بلوري کوله. ده همدا راز مالومه کړه چې دې مالګې ته د تودوخې ورکولو پر مهال دا تجزیه کېږي او په ژېړبخون توکي بدلېږي. کله چې «موساندر» ژېړ خاورین پاتې شونی، چې نایټریک اسیډ ورسره ګډ شوی وو، پاک کړ نو ویې لیدل چې د ده هغه برخه چې ډېر تېز رنګ یې خپل کړی، په تېزابو کې نه حلېږي. دا خو ښکاره خبره وه چې همدغسې باید وای، ځکه چې دا سیریم ډای اکسایډ CeO_2 وو، چې «لویس نیکولاس واکولین» لومړی ځل ورسره مخ شوی وو. له محلول څخه د سیریم تر جلاکولو وروسته «موساندر» وکړای شول چې نوې خاوره لاس ته راوړي او دا نوې خاوره د لانتانیډي خاورې په نامه ونومول شوه، چې د یوناني ژبې له (λανθάνως) «لانتانوس» یانې «پټ» څخه اخیستل شوې ده.

«موساندر» تر خپلو څېړنو دوه کاله وروسته د لانتانیډي خاورې د سولفاټ له ګڼ پاټکیزې بلوري کونې څخه نوی اکسایډ بېل کړ، چې د ده له خوا د «ډیډیم» په نامه ونومول شو.

(ډيډيم يوناني ويي دی چې د «دوه ګوني عنصر» مانا لري) . دا ځکه چې دی د خپلو خواصو له پلوه لانتانيم ته ورته وو . ده همدا راز دوه کاله وروسته د ايتيريمي خاوره په دريو نويو برخو ووېشله . پخپله ايتريي، ايربي او تربي خاورې . «موساندر» د امونيم NH_4^+ په ورګډولو سره تل ته د هايډروکسايډونو له برخيزې کېناستنې څخه په لومړۍ برخه کې زېړه (ايربي) خاوره تر لاسه کړه. په بله کې يې ګلابي تربي او په دريمه کې يې بې رنګه ايتريي خاوره . د دوو کيميايي عنصرونو تيربيم **Tb** او ايربيم **Er** نومونه د ايتيربي (**Ytterby**) ښار له نامه څخه اخيستل شوي دي.

د «لويس نيکولاس واکولين» او «يونس ياکوب برسيليوس» د څېړنو له برکته پر راتلونکيو کلونو دا پايلنيوی وشو چې کمپېښنه خاورې له آره د دوه ظرفيتي فلزونو اکسايډونه دي. همدا راز دا مالومه شوه چې سيريم دا وړتيا لري چې لوړ ظرفيت وښيي. نامتو روسي کيمياپوه «دميتري ايوانوويچ مېندېلېيف» (منديليف) دا مفکوره درلوده چې وروسته يې بيا په خپلو څېړنو کې پخلی هم وکړ، چې کمپېښنه خاورين عنصرونه درې ظرفيتي دي . په پايله کې د ۱۹ ز پېړۍ په لومړۍ نيمايي کې نه يوازې چې د ګڼ شمېر کمپېښنه خاورينو عنصرونو شتون مالوم کړای شو، بلکې د ځينو بېلو خواصو څېړنې هم وشوې.

د کمپېښنه خاورينو عنصرونو د طبيعت په څېړنه کې د سپيکترالي شننې (**Spectral analysis**) له برکته لوی برياليتوبونه پر ۱۸۷۰-۱۸۸۰ ز کلونو لاس ته راغلي دي.

پرانسي کيمياپوه، يا ښايي سويسي کيمياپوه «جان چارلز ګاليسارډ دې ماريګناک» (۱۸۱۷-۱۸۹۴) د ايربي خاورې د سپيکترالي څېړنې پر مټ پر ۱۸۷۸ ز کال د ايتيربيم **Yb** عنصر راوايست. يو کال وروسته سويډني کيمياپوه «پېر تيوډور کليوي» (۱۸۴۰-۱۹۰۵) په ايربيم کې دوه نور عنصرونه وموندل چې يو يې توليم **Tm** او بل يې هولميم **Ho** وو . د توليم عنصر د سکانديناويا د زاړه نامه په وياړ ونومول شو . هولميم د سويډن د پلازمېنې ستهکولم د ښار د لاتيني نامه په وياړ ونومول شو . پرانسي کيمياپوه «پول ايميل ليکوک

دې بويس بودران» (۱۸۳۸-۱۹۱۲) د ډيډيم د هر اړخيزې ژورې څېړنې پر مهال په هغه کې بل نوی عنصر وموند چې هغه ساماريم **Sm** وو . د دې عنصر نوم د سامارسکيټ (**Samarskite**) مينرال له نامه څخه اخيستل شوی دی . د دې مينرال نوم بيا يو مهال د روسي غرني انجينير ډګروال «واسيلي يفګرافوويچ سامارسکي-بيخوويڅ» (۱۸۰۳-۱۸۷۰) له نامه څخه اخيستل شوی او د هغه په وياړ نومول شوی وو .

همدا راز اتريشي کيمياپوه «کارل اوير فون ويلسباخ» (۱۸۵۸-۱۹۲۹) پر **۱۸۸۵** ز کال د سپيکترالي (هر اړخيزې، ژورې) تجزيې له برکته ډيډيم په دوو عنصرونو ووېشه چې يو يې نيوډيميم **Nd** (نوی ډيډيم) او بل يې پرازيوډيميم **Pr** (زرغون ډيډيم) ول . د پرازيوډيميم له نامه سره د زرغون ويي له دې لامله تړل شوی، چې د دې عنصر د مالګو محلولونه زرغون رنګ لري .

پر **۱۸۸۶** ز کال «پول ايميل ليکوک دې بويس بودران» د ساماريم له اکسايډ څخه پر هغه مهال پېژندل شوی عنصر جلا کړ . دا عنصر د کمپيبنه خاورينو عنصرونو د لومړي کشفوونکي د نامه په وياړ نومول شوی چې ګاډولينيم **Gd** نوميږي . «ليکوک دې بويس بودران» وکړای شول چې له هولميم څخه بل نوی عنصر ډيسپروزيم **Dy** بېل کړي . (دا ويي د يوناني ژبې له **δυσπρόσιο** څخه په ژباړه کې د «لاس نه رسېدونکي» يا «په سختۍ سره لاس ته راتلونکي» مانا لري) .

پر ۱۹۰۰ ز کال پرانسي کيمياپوه «اېژېن اناتول دېمارسې» (۱۸۵۲-۱۹۰۳) د سپيکترالي تجزيې له لارې د ساماريم اکسايډ وڅېړه او په هغه کې يې نوی عنصر يوروپيم **Eu** وموند . د دې عنصر نوم د اروپا د لويې وچې له نامه څخه اخيستل شوی دی . د لانتانيډونو د څېړنې او په طبيعت کې د دوی د ډېری عنصرونو د موندنې اوږده لاره د پرانسي کيمياپوه «ګيورګيس اورباين» (۱۸۷۲-۱۹۳۸) له خوا پای ته ورسېده . نوموړي پر ۱۹۰۷ ز کال د «جان چارلز ګاليسارډ دې ماريګناک» په ايتيربيم کې د لوټيټيم **Lu** عنصر شتون مالوم کړ .

د دغه عنصر نوم د پرانسې د پلازمېنې پاریس له پخواني نامه لوټېتیه(**Lutetia**) (لاتیني ویې) څخه اخیستل شوی او عنصر یې په ویاړ نومول شوی دی.

سپیکترالي تجزیې دا شونتیا برابره کړه چې کمپېښه خاورین عنصرونه په بېلابېلو ښارونو کې وموندل شي، تر لاسه شي، د دوی د نړه والي د کچ په اړه پایلنیوی وشي، خو دې تجزیې نه شو کولای چې د لانټانیډونو د لومړنۍ خپرېدا په اړه مالومات سړي ته وښیې او د نویو عنصرونو د شتون په اړه وړاندوینه وشي. وروستۍ پوښتنې ته هغه مهال ځواب وموندل شو، کله چې د کمپېښه خاورینو عنصرونو وړانگیزې - انځوریزې «رونټگیني» هر اړخیزې څېړنې ترسره شوې. د موزلې قانون(**Moseley's law**) پر مټ دا مالومه شوه چې د لانټانیم پرله پسې شمېره **۵۷** ده، او د لانټانیډونو له شمېر څخه تر ټولو ډېر دروند عنصر دی -۷۱. د وړانگیزو-انځوریزو (رونټگیني) هر اړخیزو څېړونو په پایله کې د ټولو پېژندل شویو لانټانیډونو (لانټانیډي عنصرونو) د پرله پسې شمېرو تر مالومولو وروسته په ډاگه شوه چې د دوی له شمېر څخه داسې عنصر نشته چې پرله پسې شمېره دې یې ۶۱ وي.

هغه وو چې د دې عنصر (یانې ۶۱ شمېرې) عنصر لټونې پیل شوې. د لانټانیډي توکیو **۵۰** بېلگې تر سپیکترالي هر اړخیزې او وړانگیزې-انځوریزې ژورې تجزیې لاندې ونیول شوې، خو بیا هم ۶۱ شمېره عنصر پیدا نه شو. الماني کیمیاپوه «پراندتل» وړاندیز وکړ چې دا عنصر خو یا له آره نشته او یا خو په طبیعت کې همدومره لږ دی لکه ټیکنیټیم **Tc** چې دی. خو المانۍ څېړنپوه، فیزیک-کیمیاپوه «یډا نوډاک تاکې» (۱۸۹۲-۱۹۷۸) چې د مگنیزیم **Mg** ته ورته، په تېره بیا رینیم **Re** ته ورته عنصرونو د لټونکې په توگه نامتو وه، داسې اټکل وړاندې کړ چې د ۶۱ شمېرې عنصر اتومونه پایښت نه لري، مانا دا چې دا عنصر رادیواکتیفي دی.

د دې اټکل لپاره بنسټ دا وو چې ۶۲ شمېره عنصر ساماریم **Sm** کمزورې رادیواکتیفي وړانگه درلوده. وروسته دا اټکل رښتونی راوخوت او پخلی یې وشو، ځکه خو د ۶۱

شمېرې عنصر، چې وروسته د لرغوني یونان د اسطوري خدای او د سکائیانو د پاچا «پرومیټیوس» (**Prometheus**) په نامه ونومول شو او د پرومیټیم **Pm** نوم ورکړ شو، اتومونه د هسته يي تعاملونو له برکته تر لاسه شول. پر **۱۹۴۷** ز کال امریکایي څېړونکیو «ج . مارینسکي»، «ل . ګلینډینین» او «چ . کوریېل» لومړی ځل پرومیټیم د **^{۱۴۷}Pm** ایزوټوپ په ډول له داسې توکیو څخه بېل کړ چې په اټومي بټۍ کې جوړېږي. د همدغو څېړونکیو له خوا لومړی ځل د پرومیټیم د شتون ثبوت لا پر **۱۹۴۵** ز کال تر لاسه شو.

په طبیعت کې د لانټانیډونو شتون

لکه څنګه چې پاس هم وویل شول، کمپېبنه خاورین عنصرونه، چې ټول لانټانیډونه هم رانغاړي، په طبیعت کې ډېر خپاره شوي دي. د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د دوی کچه **۰,۰۱۵** (صفر اشاریه صفر پېنځلس) سلنه ده. د ځمکې په پاسني قشر کې د دغه ګروپ د ځینو عنصرونو سلنې د $۸\cdot۱۰^{-۵}$—$۵\cdot۱۰^{-۳}$ تر منځ دي. له کمپېبنه خاورینو عنصرونو څخه يې د ځینو په مستثنا، نور يې تر سپینو زرو، سیمابو، سیلینیمو، او پلاټینو ډېر خپاره شوي دي. د دوی خپرېدنه د سرپو، قلعې، ارسینیک، جستو، چې په طبیعت کې د کمپېبنه عنصرونو په شمېر کې نه راځي، کچې ته نږدې ده. د ځمکې پر سر داسې غرني ډبرین سورتونه نشته چې سیریم، لانټانیم، پرازیوډیمیم، ایټریم او داسې نور دې په ډېره لږه کچه هم ونه لري. لانټانیډونه د داسې مینرالونو،کاني ډبرو او نورو توکیو په ترکیب کې شتون لري لکه د اپاتیت مینرال، باریټ مینرال، ګرانیټ ډبره، بازالټ ډبره، پیروکسینیټ ډبره، اندېزیټ ډبره، خړه (ځانګړې خټه)، په سمندري اوبو او داسې نورو کې. سربېره پر دې، د دوی شتون په ډبرو سکرو، پیټرولو، په بېلابېلو خاورو، ژویو او بوټیو کې هم کشف شوی دی.

داسې اټکل شتون لري چې کمپېبنه خاورین عنصرونه په ژوندیو اورګانیزمونو کې له کلسیم سره یو ډول دنده ترسره کوي. له همدې لامله دوی په هغو غړیو کې زېرمه کېږي چې

د کلسیم شتون پکې د نورو غړیو په پرتله ډېر دی . په خاورو کې د کمپېښه خاورینو عنصرونو د شتون سلنه ۰٫۲۴ ده . له خاورې څخه دا عنصرونه بوټيو ته لېږدول کیږي . د لوپینوس (**Lupinus**)، جغوندر، واکسینیوم میرتیلوس (**Vaccinium myrtillus**)، بېلابېلو اوبړیو او ځینو نورو بوټیو کې د دغو عنصرونو شتون ډېر دی. دا هم مالومه شوې چې د ژویو په شیدو، وینه او هډوکیو کې، پرته له سکانډیمه، د سیریم گروپ فلزونه شتون لري.

په طبیعت کې د کمپېښه خاورینو عنصرونو د شتون کچه تر دې هم په نورو څیزونو کې ډېره کشف شوې. ان لا د ۱۹ پېړۍ په دویمه نیمایي کې یو شمېر داسې مینرالونه په نښه شول چې په ترکیب کې یې لانتانیډونه ول. د هغو مینرالونو د ډولونو شمېر، چې د کتلې په سلو کې له **۵** تر ۸ سلنې پورې برخه یې کمپېښه خاورینو عنصرونو جوړه کړې، له ۲۰ تر **۲۵** رسیږي. تر ټولو د سیریم عنصر او ده ته نږدې فلزونه (سیریمي فلزونه) په مینرالونو کې ډېر دي. هغه عنصرونه چې په مینرالونو کې یې کچه تر دې لږ کمه ده هغه ایتریم **Y** او درانه لانتانیډونه دي.

کانونه یې

د لانتانیډونو (کمپېښه خاورینو عنصرونو) تر ټولو ډېر شتمن کانونه په هند کې دي. د مونازیټ (**Monazite**) مینرال شګې د هند په سویل لویدیځ کې د تراوانکور، برازیل، استرالیا، امریکا متحدو ایالتونو، افریقا، سکاندیناویا او داسې نورو سیمو سمندري غاړو ته راټولیږي. په اروپا کې هغه مینرالونه چې کمپېښه خاورین فلزونه په خپل ترکیب کې لري د روسیې د «کولا» ټاپووزمه، د اورال (له جغرافیایي پلوه د روسیې او قزاقستان په خاوره کې دی) په سیمه، اوکراین، اسیا، قزاقستان او سایبیریا کې دي.

لانتانيډونه او لانتانيم په رغاوه (صنعت) کې د ورته هاليډونو د رامنځته کولو او جوړولو له نرۍ کلسيم سره د يو ځای کولو، يا هم د ويلي شويو د الکتروليز کولو له لارې تر لاسه کيږي.

فيزيکي خواص يې

لانتانيډونه سپينو زرو ته ورته رنګ لري، د ښتک وهلو پر مهال يې بڼه بدلون مومي، کلک والی (سختوالی) يې کم دی او د ويلي کېدو درجې يې منځنی کچ لري، چې له ۸۰۴ درجې (سيريم) څخه تر ۱۷۰۰ درجو (لوټيټيم) پورې ده. د لانتانيډونو د کثافت د ارزښت په پام کې نيولو سره دوی کېدای شي په دوو ګروپونو ووېشل شي. سپک او درانه. په لومړي (سپک) ګروپ کې دا عنصرونه راځي لکه لانتانيم، پرازيوډيميم، نيوډيميم، ساماريم، يوروپيم او ګاډولينيم. د دغو فلزونو کثافت پر يو سانتي متر مکعب (س. م. م) تر ۸ ګرامو (۸ g/cm^3) ټيټ دی. نور عنصرونه يې دويم ګروپ جوړوي، چې کثافت يې پرته له ايتيربيم **Yb** څخه، د ۸,۲۷۲ (تيربيم **Tb**) او پر يو سانتي مترمکعب ۹,۴۸۲ (لوټيټيم **Lu**) تر منځ دی.

فلزي لانتانيډونه پارامقناطيسي خاصيت لري. د ډېری لانتانيډونو درې چارجه ايونونه پارامقناطيسي ګڼل کيږي. د فلزي لانتانيډونو څخه يې ځينې، پرته له سيريم **Ce** څخه، خپل پارامقناطيسي خواص ان د تودوخې په ډېرو ټيټو درجو کې هم ساتي (د اوبلن نايتروجن د تودوخې درجه)، نور يې د تودوخې د درجې له بدلون سره خپل پارامقناطيسي توب هم بدلوي.

لانتانيم او لانتانيډونه د تودوخې او برېښنا تېرولو وړتيا لري. له دوی څخه يې ايتربيم **Yb** تر نورو ټولو ډېره د برېښنا تېرولو وړتيا لري، ايتريم **Y**، لانتانيم **La**، سيريم **Ce**، پرازيوډيميم **Pr** او نيوډيميم **Nd** بيا د برېښنا تېرولو لږه وړتيا لري. ګاډولينيم **Gd** او تيربيم **Tb** بيا د برېښنا تېرولو تر ټولو لږه وړتيا لري. پر همدې بنسټ اړينه ده وويل شي

چې د دوی د برېښنا تېرولو د وړتیا بدلون د دوی د پرله پسې شمېرې له لوړېدو سره برابر نه ترسره کیږي، او د همدغه خاصیت لامله لانتانیډونه په دوو گروپونو وېشل شوي دي.

د لانتانیډونو د اتوم حجم تر دې هم لا ډېر د نابرابر بدلون خاصیت لري. له پرله پسې شمېرو سره د لانتانیډونو د اتومونو د نیمایي قطرونو یا هم د اتومي حجم تړاو د ماتې کرښې ځانگړتیا لري چې په پیل، منځ او پای کې څوکې لري. په دې ډول د لانتانیډي فلزونو د فیزیکي خواصو بدلون په دې ډله کې د دوی دویم دورانیتوب او پر دوو گروپونو د دوی وېش ښیي. دوه گروپونه یانې چې د سیریمي گروپ او ایتریمي گروپ.

لانتانیم او لانتانیډونه، د اکتینیډونو په څېر د جوړښت د بل بڼې توب (الوتروپي) خاصیت لرونکي دي. د ساري په توگه، لانتانیم کېدای شي چې درې ډولونه ولري، (α , β , γ)، د (α) الفا، (β) بېتا او (γ) گاما لانتانیم. سیریم کېدای شي چې څلور ډوله وي (α- , β-, γ- δ-) الفا، بېتا، گاما او ډېلتا سیریم. هر یو ډول یې کېدای شي چې بېلابېل خواص ولري، د ساري په توگه د α، یانې الفا بڼې بلورونه. په عادي شرایطو کې د دې دوو فلزونو د بلوري جالۍ جوړښت د شپږ څنډیز (هیگزاگونال) سېستم خاصیت لري.

د لانتانیډونو مهم فیزیکي خاصیت دا دی چې دوی د تودوخیزو نیوترونونو (سستو نیوترونونو) د جذبولو وړتیا لري. په دې برخه کې په ځانگړې توگه گاډولینیم، ساماریم، یوروپیم، او ډیسپروزیم فعال دي. د ساري په توگه د سیریم لپاره د تودوخیزو نیوترونونو د عرضي مقطع اشغال له ۰٫۷۳ بارنه سره برابره ده، په داسې حال کې چې د گاډولینیم لپاره دغه کچه له ۴۶۰۰۰ سره برابریږي. پر سیریم سربېره، نور هغه عنصرونه چې نیوترونونه ښه نه جذبوي هغه یو ایتریم Y دی چې د عرضي مقطع په ډول یې د تودوخیزو نیوترونونو د جذبولو کچه ۱٫۳ بارنه، او بل لانتانیم دی چې دغه کچه یې ۹٫۳ بارنه کیږي.

د لانتانیډونو په اتوم کې ژور پروت څلورم قشر $4f^{14}$ ډکیږي. ځکه خو لانتانیډونه کېدای شي چې یوازې ۱۴ وي. لکه څنگه چې د دوی د هستې د چارج له زیاتېدو سره د دوو بهرنیو

الکتروني قشرونو جوړښت بدلون نه مومي، نو له دې لامله ټول لانتانيډونه يو بل ته ورته کيميايي خواص لري.

په طبيعت کې لانتانيډونه له يو بل سره ملګري دي. له دوی څخه يې په کيميايي لارو چارو د ځينو بېلول يوه ډېره ستونزمنه دنده ده، ځکه چې د دوی خواص يو بل ته ډېر ورته دي.

کيميايي خواص يې

لانتانيډونه ډېر کيميايي فعاليت لري، دوی اکسايډونه، هاليډونه، او سولفيډونه جوړوي، له هايډروجن H_2 ، کاربون C، نايټروجن N_2 او فاسفورس P سره تعاملونه کوي. او به H_2O تجزيه کوي، د مالګې په تېزابو HCl ، سولفوريک اسيډ H_2SO_4 ، او نايټريک اسيډ HNO_3 کې حليږي. لانتانيډونه په هايډروفلوريک اسيډ Hf او فاسفوريک اسيډ H_3PO_4 کې ثابت دي، ځکه چې د لږ حلېدونکيو مالګو فاسفاټونو او فلورايډونو په دفاعي قشرونو پوښل کيږي.

لانتانيډونه د عضوي مرکبونو له لړۍ سره مجموعي مرکبونه جوړوي. د لانتانيډونو د وېش او بېلولو لپاره د لېموله تېزابو $C_6H_8O_7$ (سيټريک اسيډ) او ايتيلينيډيامينې تيترااسيټيک اسيډ $C_{10}H_{16}N_2O_8$ سره مجموعې ډېر ارزښت لري.

۱۰. اکټينيډونه

اکټينيډونه (اکټينيډي عنصرونه) د ۱۴ راديواکتيفي کيميايي عنصرونو يوه ګروپ دی چې د مندليف د دوره يي جدول په ۷ دوره کې ځای پر ځای دي او اتومي شمېرې يې له ۹۰ څخه تر ۱۰۳ پورې دي.

د عنصرونو دا ګروپ له ۹۰ شمېره توريم Th، ۹۱ شمېره پروټاکټينيم Pa، ۹۲ شمېره يورانيم U، ۹۳ شمېره نيپتونيم Np، ۹۴ شمېره پلوتونيم Pu، ۹۵ شمېره امريسيم Am،

۹۲ شمېره کیوریم **Cm**، ۹۷ شمېره بیرکیلیم **Bk**، ۹۸ شمېره کالیفورنیم **Cf**، ۹۹ شمېره اینشټینیم **Es**، ۱۰۰ شمېره فیرمیم **Fm**، ۱۰۱ شمېره مندلیفیم **Md**، ۱۰۲ شمېره نوبیلیم **No** او ۱۰۳ شمېره لاورینسیم **Lr** څخه جوړ دی. د اکټینیم **Ac** عنصر ډېری مهال د پرتلې د اسانتیا لپاره له دې عنصرونو سره یو ځای تر کتنې لاندې نیول کیږي، خو له آره په اکټینیډونو پورې اړه نه لري.

څېړنه او سینتېز یې

اکټینیډونه هم د لانتانیډونو په څېر د یو بل ته ورته خواصو لرونکیو عنصرونو یو ګروپ جوړوي. اکټینیډونه په دوو ګروپګیو وېشل شوي: لومړی ګروپګی یې تر یورانیم وروسته عنصرونه دي، یانې هغه عنصرونه چې په دوره یي جدول کې تر یورانیم، چې اتومي شمېره یې ۹۲ ده، وروسته ځای پر ځای شوي دي. دویم ګروپګی یې تر پلوتونیم، چې اتومي شمېره یې ۹۴ده، وروسته عنصرونه دي. د دغو عنصرونو دا دواړه ګروپګي په ښودل شویو اډانو کې نه محدودیږي، او کولای شي چې تر لاورینسیم وروسته عنصرونه لکه رادرفورډیم، چې اتومي شمېره یې ۱۰۴او سېمبول یې **Rf** دی، او داسې نور هم په ځان کې راونغاړي. دا د دې لامله ده چې دا عنصرونه په زښته لږه کچه سینتېز کیږي. د لانتانیډونو په پرتله (پرته له پرومیتیم څخه) چې په طبیعت کې په ښکاره کچه موندل کیږي، اکټینیډونه په ستونزې سره سینتېز کیږي. خو استثنایي حالتونه هم شته. د ساری په توګه تر نورو ټولو ډېر په اسانۍ سره کېدای شي چې یورانیم او توریم سینتېز شي، یا په طبیعت کې وموندل شي. تر دوی وروسته پلوتونیم، امریسیم، اکټینیم، پروټاکټینیم او نیپتونیم دي. اوسمهال تر پلوتونیم وروسته عنصرونو د ایزوټوپونو تر لاسه کولو لپاره دوه بنسټیزې لارې کاریږي. لومړی د نیوترونونو پر مټ ډېرو سپکو عنصرونو ته وړانګې ورکول دي. دویمه چټکې چارجي ذرې ورکول دي. لومړی لاره یې په اصل کې تر دویمې ډېره مهمه ده، ځکه چې یوازې په اټومي بټیو کې د موخې توکي ته د نیوترونونو د لوی بهیر په وړانګې ورکولو سره کېدای شي چې تر پلوتونیم وروسته عنصرونو ډېره کچه لاس

ته راشي . د دویمې لارې ښه والی په دې کې دی چې دا شونتیا ورکوي، تر پلوتونیم وروسته عنصرونه او د لږ نیوترون لرونکي ایزوټوپونه، چې د نیوتروني وړانګې ورکولو له لارې جوړیږي، تر لاسه شي.

پر ۱۹۲۲-۱۹۶۲ ز کلونو په امریکا متحده ایالتونو کې هڅه وشوه چې تر ځمکې لاندې شپږو اټومي چاودنو پر مټ تر یورانیم وروسته ایزوټوپونو سینتېز ترسره کړي . د دغو اټومي چاودنو نومونه دا ول : اناکوستیا، کېنېبېک، اینچووي ، پار ، باربېل او سیکلامېن . د چاودنو د توکیو د څېړنې لپاره تر چاودنو وروسته سملاسي د چاودنو له سیمې څخه د خاورې ځینې بېلګې د څېړنې لپاره راواخیستل شوې. د څېړنې په پایله کې څېړونکي په دې بریالي نه شول چې د داسې درنو عنصرونو ایزوټوپونه تر لاسه کړي چې د کتلې شمېرې یې تر **۲۵۷** لوړې وي. له دې سره سره چې هغه مهال د دوی لپاره دا وړاندوینه شوې وه چې په پرتلیزه توګه به د (α) الفا- تجزیې د نیمایي عمر ډېره کچه تر لاسه کړي . ښایي چې دا د دې لامله پېښ شوي وي چې اتومونه په ډېرې چټکۍ سره پځپله تجزیه کېدل، یا هم د لنډ عمر لرونکیو ایزوټوپونو د تجزیې د خاصیت لامله (د نیوترونونو ازادېدنه، د هستې وېش).

د تر یورانیم وروسته عنصرونو لاس ته راوړل		
د لاس ته راوړلو لار (طریقه)	د کشف کال	د عنصر نوم
د ^{238}**U** د نیوترونونو د بمبارۍ پر مټ	**۱۹۴۰**	نیپتونیم
د ^{238}**U** د دیترونونو د بمبارۍ پرمټ	**۱۹۴۱**	پلوتونیم
د ^{239}**Pu** د نیوترونونو د بمبارۍ پر مټ	**۱۹۴۴**	امریسیم

کیوریم	۱۹۴۴	د Pu^{239} د الفا ذرو د بمبارۍ پر مټ
بیرکیلیم	۱۹۴۹	د Am^{241} د الفا ذرو د بمبارۍ پر مټ
کالیفورنیم	۱۹۵۰	د Cm^{242} د الفا ذرو د بمبارۍ پر مټ
اینشټینیم	۱۹۵۲	د هسته یي چاودنې په توکیو کې موندل شوی
فیرمیم	۱۹۵۲	د هسته یي چاودنې په توکیو کې موندل شوی
مندلیفیم	۱۹۵۵	د Es^{253} د الفا ذرو د بمبارۍ پر مټ
نوبیلیم	۱۹۶۵	د N^{15} په هستو د Am^{243} د بمبارۍ پر مټ
لاورینسیم	۱۹۶۱-۱۹۷۱	د B^{10} او نورو په هستو د Cf^{252} د بمبارۍ پر مټ

په طبیعت کې د اکټینیډونو شتون

د اکټینیډونو (اکټینیډي عنصرونو) له شمېر څخه یې توریم او یورانیم په طبیعت کې ډېر دي. په طبیعت کې د دوی اټومي کلارکونه (کچې) $3\cdot10^{-4}$ او $2\cdot10^{-5}$ سلنې دي. د ځمکې په پاسني قشر کې یورانیم په مینرالي بڼې اورانینیټ- U_3O_8، کارنوټیټ - $KUO_2VO_4\cdot3H_2O$، اوتون $Ca(UO_2)_2(PO_4)_2\cdot nH_2O$ او په داسې نورو بڼو موندل کیږي. دا وروستي دوه مینرالونه یې زېړ رنګ لري . همدا راز یورانیم د کمپېښه خاورینو مینرالونو په ټولو بڼو فیرګوسونیټ، سامارسکیټ، یوکسینیټ او داسې نورو کې شتون لري.

یورانیم په طبیعت کې د U^{238}، ایزوټوپي ډېروالی یې ۹۹,۲۷۳۹ سلنه، د U^{235} ایزوټوپ، ایزوټوپي ډېروالی یې ۰,۷۲۰۴ سلنه، او U^{234} ، ایزوټوپي ډېروالی یې ۰,۰۰۵۷ سلنه،

ایزوټوپ په بڼه موندل کیږي. له دوی څخه یې د ^{238}U ایزوټوپ تر نورو ټولو اوږد نیم عمر لري چې ٤,٥١·$١٠^{٩}$ کاله دی.

یورانیم د کمپېټبنه تیت شویو عنصرونو په شمېر کې راځي. د ځمکې په پاسني قشر کې د یورانیمو کچه تخمینن ۲·$١٠^{-٤}$ سلنه ده. د دې عنصر ټولیزې زېرمې میلیونونو ټنو ته رسیږي. د یورانیمو له مینرالي بڼو څخه نږدې ۲۰۰ ډولونه پېژندل شوي چې ډېری یې بدلون موندونکی (بدلېدونکی) ترکیب لري.

له توریم څخه تر ټولو ډېر غني مینرالونه توریانیټ (ThO_2)، توریټ ($ThSiO_4$)، مونازیټ، شېرالیټ ($((Th, Ca, Ce)(PO_4,SiO_4))$)، توروګومیټ ($Th(SiO_4)_{1-x}(OH)_{4x}$) دي. توریم هم د یورانیمو په څېر نږدې د ټولو کمپېټبنه خاورینو عنصرونو له مینرالي بڼو سره ملګری دی. د مونازیټو د شتمنو شګو د پیدا کېدو سیمې په هند، برازیل، استرالیا، افریقا، کاناډا، امریکا متحدو ایالتونو او سیلون کې دي.

د ځمکې په پاسني قشر کې د اکټینیم شتون ډېر لږ دی، یانې چې ۵·$١٠^{-١٥}$ سلنه اتومي کلارکه کیږي. دا شمېرل شوې، چې د ځمکې په پاسنی قشر کې د اکټینیم ټولیزه کچه ۲۶۰۰ ټنه ده، د بېلګې په توګه راډیم پکې پوره ۴۰ میلیونه ټنه دی. اکټینیم د داسې طبیعي توکیو په ترکیب کې شتون لري لکه د سولفیډونو، سیلیکاټونو، اکسیجن لرونکیو مینرالونو؛ په طبیعي اوبو کې، د یورانیمو ډبرینو ګډولو څخه هم کم دي. په طبیعت کې د اکټینیم کچه د زېږوونکیو ایزوټوپونو ^{235}U له انډول سره برابرښت لري. دا عنصر په ډېره کچه په داسې مینرالونو کې موندل کیږي لکه مولیبډینیټ، کالکوپیریټ، کاسیټېریټ، کوارتز، پیرولوزیټ او داسې نور. د اکټینیم مهاجرتي او له یو ځایه بل ځای ته لېږدېدو وړتیا لږ ده، مانا دا چې د یورانیمو په پرتله د اکټینیم خپرېدا لږ ده. پروټاکټینیم بیا ډېر خپور شوی او اټومي کلارک یې $١٠^{-١٢}$ سلنه دی. پروټاکټینیم پر ۱۹۱۳ز کال د امریکایي کیمیاپوه «کازیمیرز فاجانس» (۱۸۸۷-۱۹۷۵) او «او. ګیرینګ» له خوا د یورانیمو په

کاني ډبره کې وموندل شو. د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د پروټاکټینیم ټولیزه کچه د یورانیمو له کچې سره (د پروټاکټینیم ایزوټوپونه د ^{٢٣٥}U د تجزیې پر مهال جوړیږي) m $٤,٤\cdot١٠^{٧}$ ده. په غرنیو سیمو او د اورشیندو غرونو په توکیو کې یې کچه ƨ/m $٠,٨\cdot١٠^{-٦}$ ده، په «میټیوریټ» اسماني ډبرو کې یې کچه ƨ/m $٠,٠٢\cdot١٠^{-٦}$ ده.

د نیپتونیم د تر ټولو ډېر اوږده عمر لرونکي ^{٢٣٧}Np ایزوتوپ نیمایي عمر د ځمکې د عمر په پرتله بېخي لنډ دی، ځکه خو د نیپتونیم په طبیعي مینرالونو کې نه موندل کیږي. په ځمکه کې د ده ایزوټوپونه یوازې د هسته یي تعامل پر مټ جوړېدای شي. نیپتونیم په مینرالونو کې د نورو ایزوټوپونو د تجزیې د نیم چمتو، یا په بله وینا د منځمهاله توکي په توګه شتون لري.

د یورانیمو په مینرالي بڼو کې د پلوتونیم شتون په لږه کچه لومړی ځل پر ۱۹۴۲ ز کال وپېژندل شو. په ځمکه کې د پلوتونیم د تر ټولو اوږده عمر لرونکي ایزوټوپ ^{٢۴۴}Pu خپرېدنه ƨ/ƨ $٣\cdot١٠^{-٢٢}$ ده. دا مالومه ده چې اورانینیټ او کارنوټیټ، چې په کاناډا او د امریکا متحدو ایالتونو په کولورادو ایالت کې موندل شوي، د پلوټونیم الفا-وړانګه خپروونکي ایزوټوپ ^{٢٣٩}Pu لږه کچه لري. د یورانیمو په یو شمېر مینرالي ډبرو کې هم د پلوټونیم شتون مالوم شوی چې وروسته د ^{٢٣٩}Pu ایزوټوپ د تولید له پاتې شونو څخه پلوټونیم بېل شوی دی. له دغو لکه اورانینیټ، مونازیټ، فیرګوسونیټ، او کارنوټیټ مینرالونو څخه یې په یوه کې هم، پرته له پلوټونیم-۲۳۹ څخه، د پلوټونیم بل ایزوټوپ ونه موندل شو. د سپوږمۍ د خاورې په بېلګو کې هم پلوټونیم نه دی موندل شوی.

فیزیکي خواص یې

د فیزیکي لیدټکي له پلوه اکټینیډونه ځانګړي فلزونه دي. دا فلزونه ټول نرم دي، سپینو زرو ته ورته رنګ لري، لوړ کثافت لري، د څټک وهلو او فشار راوړلو پر مهال یې بڼه بڼه بدلون مومي. له دغو فلزونو څخه یې ځینې کېدای شي چې په چاکو هم پرې شي. د توریم

عنصر د کلکوالي له پلوه نرمو پولادو ته ورته دی. له نره توريم، چې تودوخه ورکړ شوې وي، څخه کېدای شي فلزي پاڼې جوړې شي، يا هم کېدای شي کش کړای شي او مزي ترې جوړ شي. توريم نږدې دوه گرايه تر يورانيمو او پلوتونيمو سپک دی، خو تر دوی دواړو کلک دی. ټول اکټينيډونه په لږ يا ډېر کچ راديواکتيفي دي. له دوی څخه يې توريم او يورانيم په څه نا څه ډېره کچه په طبيعت کې موندل کيږي.

پلوټونيم اووه څو بڼې (موديفيکېشنونه) لري، خو يورانيم، نيپتونيم او کاليفورنيم درې لري. د پروټاکټينيم، يورانيم، نيپتونيم او پلوتونيمو د بلوري جالۍ جوړښت د خپلې پېچلتيا له پلوه د لانټانيډونو په منځ کې سارى نه لري او د انتقالي فلزونو د ۳d جوړښت ته ډېر ورته دي. سپک لانټانيډونه د ويلي کېدو په ټکي کې د بلوري جالۍ د جوړښت منځډک سېستم لري، خو له پلوتونيم څخه پيل او وړاندې يې بيا د جالۍ جوړښت محوري کيږي.

د اکټينيډونو د ويلي کېدو درجه د دوی د f - الکترونونو د شمېر له بدلېدو سره بدلون مومي. د دغو الکترونونو د شمېر له زياتېدو سره د دوی د ويلي کېدو د تودوخې درجه لومړی له پروټاکټينيم څخه پلوتونيم ته ټيټيږي، خو وروسته بيا له امريسيم څخه کيوريم ته لوړيږي. د پلوتونيم د ويلي کېدو کمپېښنه ټيټه درجه د دغه عنصر د ۵f- او ۶d- اوربيټالونو هايبريډايزېشن او په دغو فلزونو کې د لوريو ورکړ شويو اړيکو جوړېدل دي. له کيوريم څخه تر اينشټينيم پورې د ويلي کېدو د تودوخې درجه بيا ټيټيږي، خو وروسته فيرميم ته په رسېدو سره بيا لوړې کچې ته رسيږي. د ويلي کېدو همدغه ډول کړه وړه درجه له فيرميمه تر لاورينسيم پورې هم تکراريږي.

کيميايي خواص يې

ټول اکټينيډونه کيميايي فعال فلزونه دي. د لانټانيډونو په څېر د f - عنصرونه (اکټينيډونه) هم د اکسيجن، هالوجينونو، نايټروجن او سولفور په وړاندې لوړ کيميايي

فعالیت لري. توریم، یورانیم او نیپتونیم د کوټې د هوا د تودوخې په درجه کې ورو ورو په هوا کې اکسایډ کوي (له اکسیجن سره تعامل کوي) . نړه پلوتونیم چې هوا ته ښکاره پاتې شي، نو وړه شوې بڼه یې دا وړتیا لري چې له تودوخې ورکولو پرته پخپله اور واخلي.

د اکټینیډونو او لانتانیډونو د کیمیایي خواصو ترمنځ توپیر په دې کې دی چې اکټینیډونه په اسانۍ تعامل کوي او بېلابېل ظرفیتي (والینسي) حالتونه لري. دا پر دې بنسټ تشریح کېدای شي چې د **5 f** اوربیتالونو (د اکټینیډونو اوربیتالونه) کچه د **4 f** اوربیتالونو (د لانتانیډونو د اوربیتالونو) د کچې په پرتله کوشني دي او د هغوی د بهرنیو الکترونونو په ساتنې سره تشریح کېدای شي، څکه خو د **7 s**- او **7 p**- اوربیتالونو نه بهر د پراختیا وړتیا لري. اکټینیډونه د اوربیتالونو یو ځای کېدو ته میل لري. دا په تېره بیا د هغو عنصرونو خاصیت دی چې د اتومونو د **5 f**- الکترونونو شمېر یې لږ دی. دا پر دې بنسټ تشریح کېدای شي چې د **5f** - ، **7 s**- او **6 d** - کچونو انرژۍ ډېرې نږدې دي.

د دې گروپ ډېری عنصرونه د اکسایډ کولو بېلابېلې درجې لري او په ترټولو ډېرو ثابتو مرکبونو کې یې د اکسایډ جوړولو لاندې درجې راڅرگندېږي:

اکټینیم ـــــ ۳ +

توریم ـــــ ۴ +

پروټاکټینیم ـــ ۵ +

یورانیم ـــــ ۶ +

نیپتونیم ـــــ ۵ +

پلوتونیم ـــــ ۴ +

امریسیم او نور اکټینیډونه ـــــ ۳ +

اکټينيم د کيميايي خواصو له پلوه سړي ته لانتانيم ور په يادوي او دا په لومړي گام کې پر دې بنسټ تشرېح کېدای شي چې د دوی د ايونونو نيم قطرونه يو بل ته ورته دي. د لانتانيم په څېر اکټينيم هم د اکسايډ جوړولو يوازې ۳+ درجه لري. اکټينيم له لانتانيم څخه دا توپير لري چې د تعامل کولو وړتيا يې ډېره کمزورې او د بنسټيزو (لومړنيو) خواصو د ښودلو وړتيا يې ډېره روښانه ده. د ده د نورو درې چارجه ايونونو له شمېر څخه يې Ac^{3+} د اکسايډ جوړولو کمزوري خواص لري، يانې دا چې اکټينيم د اوبو په محلولونو کې په ډېره لږه کچه هايډروليز کيږي.

توريم لوړ کيميايي فعاليت لري. دا عنصر هم د څلورم گروپ د عنصرونو په څېر د اکسايډ جوړولو ۴+ درجه لري. د دې عنصر په **۶d** او **۵f** اوربيټالونو کې د الکترونونو د نه شتون لامله د څلور ظرفيتي توريم مرکبونه رنگ نه لري. د ده د Th^{4+} ايون په غير عادي ډول لوی نيم قطر لري. له همغږۍ شمېرې (**coordination number**) سره په تړاو کې دی کولای شي چې له **۰,۹۵** څخه تر **۱,۱۴** $\mathring{A}$ ارزښت ومني. له همدغه خاصيت سره د توريم د مالگو د هايډروليز کېدو وړتيا تړاو لري. د توريم د مالگو د حل کولو (محلوليت) وړتيا نه يوازې په اوبو کې، بلکې په يو بل ته ورته عضوي حل کوونکيو کې هم شتون لري.

پروټاکټينيم دوه ظرفيتي حالتونه لري چې ۵ او ۴ دي. د پينځه ظرفيتي ثابت حالت په پرتله، څلورظرفيتي پروټاکټينيم په محلولونو کې په ډېرې اسانۍ د هوا د اکسيجن پر مټ تر Pa^{5+} پورې اکسايډ جوړوي. د همدې لامله څلورظرفيتي پروټاکټينيم په محلولونو کې د هايډروجن په اتموسفير کې په فعاليت سره پياوړي بشپړوونکي تر لاسه کوي. څلورظرفيتي پروټاکټينيم د کيميايي خواصو له پلوه U^{IV} او توريم ته نږدې دی. دا مالومه ده چې Pa^{IV}، د U^{IV} او توريم له مرکبونو سره د (**isostructural**) ډېر بلوري مرکبونه جوړوي. فلورايډونه، فاسفاټونه، هايپوفاسفاټونه، ايوډاټونه او فينيلارسوناټونه Pa^{IV} په اوبو کې او په ډېرو نريو (رقيقو) تېزابونو کې نه حليږي. پروټاکټينيم حلېدونکي کاربوناټونه جوړوي. د هايډروليتي خواصو له پلوه پينځه

ظرفیتي پروټاکټینیم Ta^{V} او ^{V}Nb ته نږدې دی. د پروټاکټینیم د کیمیایي چلند پېچلتیا د دغه عنصر د اتومونو د $5f$ مدارونو پیدا کېدل دي.

یورانیم لکه د **d** ډېرو عنصرونو (هغه عنصرونه چې د مندلیف جدول په **d** بلاک کې ګډون لري) په څېر د اکسایډ کولو څو درجې لري، له هغه شمېر څخه یورانیم له ۳ تر ۶ پورې ظرفیتي ارزښت مني، د ده د اکسایډ جوړولو (اکسیډېشن) تر ټولو ډېره ثابته درجه ۶+ ده. یورانیم په شپږظرفیتي حالت کې د شپږم ګروپ د عنصرونو د الکترونونو یو بشپړ انډول دی، که څه هم د U^{6+} او W^{6+} ایونونو په نیمایي قطرونو کې ډېر توپیر د دوی تر منځ ورته والی سرسري کوي، خو دوی بیا هم د لوړو اکسایډونو او ځینو اوکسیانیونونو (**oxyanion**) یو ډول ترکیب لري. د بېلګې په توګه UO_2^{2+}. د څلورظرفیتي او شپږظرفیتي یورانیمو په مرکبونو کې یو شمېر لنډمهال مرکبونه (**Non-stoichiometric compounds**) شتون لري، چې ترکیب یې بدلون موندونکی دی. د ساري په توګه د یورانیم ډای اکسایډ کیمیایي فورمول UO_2 په سم ډول داسې لیکل کېږي UO_{2+x} چې **x** یې له ۰,۴- څخه تر ۰,۳۲+ پورې ارزښت لري. د شپږظرفیتي یورانیم مرکبونه ډېر اکسایډ جوړوونکي نه دي. د څلورظرفیتي یورانیمو مرکبونه جوړوونکي خواص ښیي، د ساري په توګه د هوا له اکسیجن سره ښه اکسایډ کوي. د درې ظرفیتي یورانیمو مرکبونه ډېر پیاوړي جوړوونکي دي. دا عنصر د فلزي عضوي مرکبونو جوړولو ته تمایل لري. د دې فلز دا خاصیت له دې لامله دی چې دی د **d** اوربیتالونه لري.

د نیپتونیم لپاره د ۳،۴، ۵، ۶ او ۷ ظرفیتونه شوني دي. دی کولای شي چې په محلولونو کې هممهال له دغو ظرفیتونو څخه یې په څو ظرفیتونو کې واوسي. دا د نیپتونیم د ایوني جوړو د اکسایډ جوړوونکي ځواک د نږدې شتون لامله، په ټینګو (غلیظو) محلولونو کې د پینځه ظرفیتي نیپتونیم د نامتناسب ګډون لامله دی. په محلولونو کې د نیپتونیم تر ټولو ډېر ثابت ایونونه دا Np^{V} دي. نیپتونیم په جامدو مرکبونو کې ثابت دی او ۴ ظرفیت (والینس) ښیي. د درې ظرفیتي (Np^{III}) او څلورظرفیتي (Np^{IV}) نیپتونیم ایونونه، لکه

د نورو اکټینیډونو په شان د نیپتونیم د پاس یادو شویو ایونونو د هایډراټ شویو کټیونونو په توگه په اوبو کې شتون لري. درې ظرفیتي نیپتونیم (Np^{III}) په کمزوري الکلي چاپیریال کې هایډرولیز کیږي. فلزي نیپتونیم د تعامل کولو ډېره وړتیا لري. د دې عنصر ایونونه د مجموعي (همغږو شویو) مرکبونو او هایډرولیز جوړونې ته ډېر میل لري.

د پلوتونیم لپاره هم همدغسې لکه د نیپتونیم لپاره له ۳ تر ۷ پورې ظرفیتونه شوني دي. د پلوتونیم کیمیایي سلوک هماغسې دی لکه د یورانیمو او نیپتونیمو چې دی. له کیمیایي پلوه پلوتونیم یو ډېر فعال عنصر دی. دی په هوا کې اکسایډ جوړوي، د تودوخې په ۵۰ س. گ درجو کې د **PuO** نری قشر جوړوي. پلوتونیم ان د تودوخې له ۲۵ تر ۵۰ س. گ درجو کې له هایډروجن سره تعامل کوي. فلزي پلوتونیم په ډېره کارنده توگه له هالوجینونو او هایډروجن هالیډونو سره تعامل کوي. دا عنصر د انټرمیټالیک گډوله فلزونو (**Intermetallic**) د مرکبونو جوړولو لپاره پیاوړی ځواک لري. د پلوتونیم د ایونونو د هایډرولیز تعاملونه، چې د اکسایډ جوړولو بېلابېلې درجې لري، ډېر بېلابېل دي. څلورظرفیتي پلوتونیم (Pu^{IV}) د شرایطو په پام کې نیولو سره د پولیمیر جوړولو (پولیمیریزېشن) تعامل لري.

د امریسیم عنصر ډېر بېلابېل والی لري. دا بشپړه مالومه شوې چې دا عنصر د اکسایډ جوړولو له ۲+ تر ۷+ درجې لري. دوه ظرفیتي امریسیم یوازې په وچو مرکبونو او په بې اوبو محلولونو (اسیتونیتریل) کې تر لاسه شوی دی. امریسیم د اوبو په محلولونو کې د اکسایډ جوړولو ۳ + ، ۵+ او ۶+ درجې خپلوي، خو د ده همدا ډول گڼ شمېر جامد مرکبونه هم پېژندل شوي دي. څلورظرفیتي امریسیم پایدار جامد مرکبونه جوړوي (ډای اکسایډ، فلورایډ، هایډروکسایډ، د امریسیم هایډروکسایډ). دی د اوبو په محلول کې د بېلابېلو مجموعي مرکبونو په بڼه شتون لري. داسې خبر خپور شوی وو چې امریسیم په الکلي محلول کې کولای شي تر اووه ظرفیتي حالته اکسایډ جوړ کړي، خو دا مالومات تېروتنیز

(اشتباهي) وختل. د اوبو په محلول کې د امریسیم تر ټولو ډېر پایدار ظرفیت ۳+ دی، په جامدو مرکبونو کې یې ۳+ او ۴+ دی.

د ۳+ ظرفیت د نورو ټولو ورپسې عنصرونو تر لاورینسیم پورې لپاره یو لاسبری ظرفیت دی (ښايي چې نوبیلیم ترې مستثنا وي). کیوریم په څلورظرفیتي حالت سره په جامدو مرکبونو (فلورایډ، د کیوریم ډای اکسایډ) کې شتون لري، خو د اوبو په محلول کې یوازې د ناپایښته، فلورایډي مجموعي مرکبونو په بڼه شتون لري. داسې خبر خپور شوی وو چې کیوریم کولای شي د اوبو په محلول کې تر شپږظرفیتي حالته اکسایډ جوړ کړي، خو نورو څېړونکیو ونه شو کولای چې دا پایله تر لاسه کړي.

د بیرکیلیم عنصر پر ۳+ ظرفیت سربېره همدا راز د ۴+ ظرفیت هم لري، چې له کیوریم څخه ډېر پایدار دی. دې ظرفیت ته یو شمېر جامد مرکبونه ځواب وایي لکه فلورایډ او د بیرکیلیم ډای اکسایډ، خو د اوبو په محلول کې یې د Bk^{4+} ایون پایښت د سیریم د Ce^{4+} ایون پایښت ته نږدې دی. د کالیفورنیم، اینشټینیم او فیرمیم یوازینی کره او ډاډمن ظرفیت ۳+ دی. دا زباد شوې چې مندلیفیم او نوبیلیم دوه ظرفیتي حالت لري، چې د درې ظرفیتي حالت په پرتله د نوبیلیم هغه څه نا څه ډېر ثابت دی.

د تر پلوتونیم وروسته عنصرونو د دوو وروستیو عنصرونو لاورینسیم Lr او رادرفورډیم Rf ظرفیتونه ډېر کمزوري او نا بشپړ دي. دا مالومه شوې چې لاورینسیم لکه څنګه چې په محلول کې هماغسې په وچو مرکبونو کې یوازې د ۳+ درجې ظرفیت ښیي، خو رادرفورډیم د کلورایډ په بڼه داسې سلوک کوي لکه د هافنیم Hf عنصر، یانې داسې ښکاري چې څلورظرفیتي وي.

له دې لامله چې توریم، پروټاکټینیم او یورانیم د اکسایډ جوړولو لوړې پایدارې درجې لري، دوی کله کله د څلورم، پینځم او شپږم ګروپګیو په عنصرونو کې راوړل کیږي. که چیرې رښتیا هم داسې مفکورې او لوري شتون درلودای، نو تر یورانیم وروسته عنصرونه

باید د دوره یي جدول په اووم او اتم ګروپونو کې ځای پر ځای شوي وای او د دوی لوړ ظرفیت باید تر یورانیمو په اسانۍ څرګند شوی وای. خو داسې کوم څه نه لیدل کیږي، ځکه چې له یورانیمه تر امریسیمه د داسې مرکبونو، چې ظرفیت یې ۲+ وي، د جوړولو وړتیا کمیږي. پر دې باندې سربېره په دې صورت کې داډمنېدای شي چې په ستاندارتو (عادي) شرایطو کې د اکسایډ جوړولو ځواک $E_{\frac{M^{4+}}{MO_2^{2+}}}$ تر لاسه شي:

- یورانیم: ۰,۳۲- (و)
- نیپتونیم: ۰,۳۴+
- پلوتونیم: ۱,۰۴+
- امریسیم: ۱,۳۴+

پر دې بنسټ کېدای شي وویل شي چې د M^{4+} ایون جوړوونکې وړتیا له امریسیمه تر یورانیمه لوړیږي.

ټول اکټینیډي فلزونه، لکه د لانتانیډونو په څېر له اکسیجن، هالوجینونو، کالکوجینونو، کاربون، هایډروجن او سولفور سره په اسانۍ مرکبونه جوړوي. د امریسیم لپاره دا مالومه شوې چې ښایي دا توکی هایډرېډ (هایډروجن لرونکی ترکیب) تر لاسه کړي - AmH_3. پروټاکټینیم او یورانیم هم له هایډروجن سره په ۲۵۰ س.ګ درجو تودوخه کې مرکبونه جوړوي. دوی هایډراټونه او نور اکټینیډونه جوړوي. هایډراټونه د خپل ټولیز فورمول MH_3 د خواصو له مخې سرې ته مالګې ور په یادوي. د دوی ټول مرکبونه تور رنګ لري.

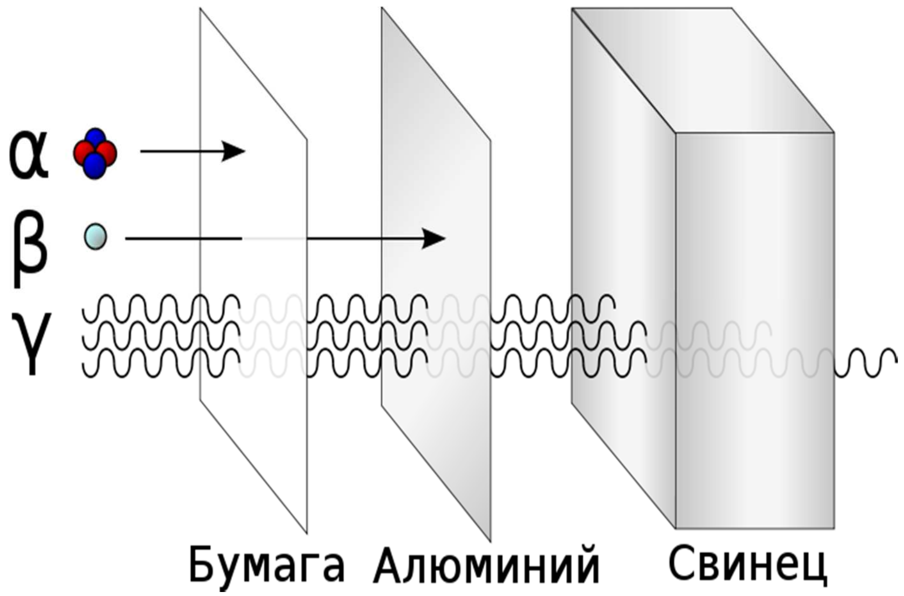
اکټینیډونه له کاربون سره په تعامل کې تر ډېره بریده کاربیډونه جوړوي، چې ټولیز فورمول یې MC, MC_2 دی او د یورانیمو هغه یې U_2C_3 دی. اکټینیډونه له سولفور سره په تعامل کې سولفیډونه جوړوي چې ټولیز فورمول یې M_2S_3 او MS_2 دی.

د اکټینیډي عنصرونو زهریت

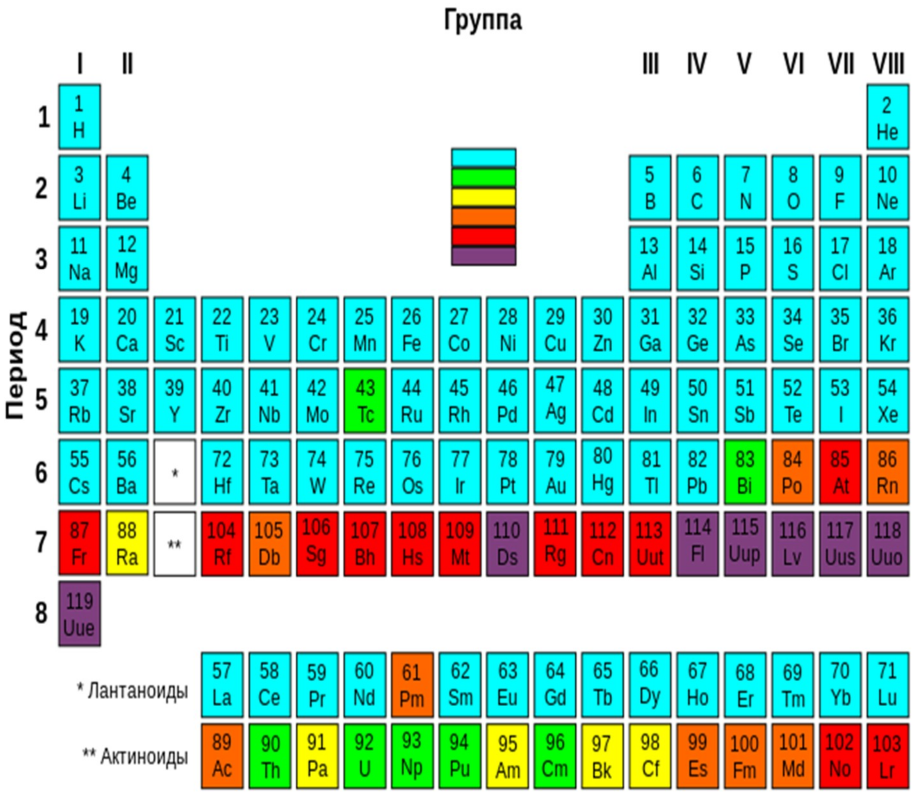
رادیو اکتیفي توکي د انسان پر بدن زیان اړوونکی (مضر) اغېز کوي او په پایله کې یې:

- د بدن یوه برخه ککړوي، چې د بېلګې په توګه له رادیو اکتیفي توکیو سره د کوم اوبلن ګډولو یا هم شیندلو پر مهال پر بدن تویېږي (لګېږي).
- د انسان بدن ته د رادیو اکتیفي ایزوټوپونو د ننوتو په پایله کې په بدن کې دننه رادیو اکتیفي وړانګې خپرېږي.
- د انسان پر بدن د تر ټولو ډېرو پیاوړیو رادیو اکتیفي بېټا **β** او ګاما **γ** وړانګو د ډېرې کچې لګېدل.

که چیرې د پروټاکټینیم عنصر د انسان بدن ته ننوزي، نو د انسان په بډوډو (پښتورګو) او هډوکیو کې زېرمه کېږي. د انسان د بدن لپاره د پروټاکټینیم بې خطره کچه **۰,۰۳** مایکروکیوري ده. دا ډوز د پروټاکټینیم د ^{231}**Pa** ایزوټوپ له **۰,۵** مایکروګرامو سره برابره دی. دا ایزوټوپ، چې په هوا کې د ایروسول (**Aerosol**) په بڼه شتون لري، تر هایډروجن سیانیډ **HCN**، $۲,۵\cdot۱۰^{۸}$ ګرایه ډېر زهري دی، (البته چې د کثافت کچه یې سره برابره وي).



د انځور تشریح: په دې انځور کې له کاغذ، الومینیم او سرپو څخه د الفا α، بېتا β او گاما γ وړانگو تېرېدل ښودل شوي. په انځور کې له کینې څخه ښی خواته لومړی پاڼه کاغذ، دویمه پاڼه د المونیمو او درېیم پرېړ بلاک د سرپو دی. خو تر ټولو ډېره اغېز کوونکې وړانگه د گاما (γ) رادیو اکتیفي وړانگه ده چې تر کاغذ، الومینیم او ان سرپو له پرېړ بلاکه هم یوه کچه تېره شوې ده.



انځور: د کیمیایي عنصرونو د دې دوره یي جدول عنصرونه د دوی د تر ټولو ډېر اوږد عمر لرونکیو ایزوټوپونو له نیمایي عمر پېر سره سم په رنګونو په نښه شوي (اړینه ده یادونه وشي چې د عنصر ځانګړی فعالیت زیاتره د ده د تر ټولو ډېر اوږده عمر لرونکي ایزوټوپ له مخې نه، بلکې د تر ټولو لنډ عمر لرونکي ایزوټوپ له مخې ټاکل کیږي).

په پاسني دوره یي جدول کې په پېروزه یي رنګ په نښه شوي عنصرونه هغه عنصرونه دي چې لږ تر لږه یو پایښت لرونکی ایزوټوپ لري.

په جدول کې په زرغون رنګ په نښه شوي عنصرونه راديواکتيفي دي . د دغو عنصرونو د تر ټولو ډېر اوږده عمر لرونکی ايزوټوپ نيمايي عمر ډېر اوږد دی چې څه د پاسه ۴ ميليونه کاله کيږي.

په زېړ رنګ هغه راديواکتيفي عنصرونه په نښه شوي چې د تر ټولو ډېر اوږده عمر لرونکي ايزوټوپ نيمايي عمر يې له ۸۰۰ څخه تر ۳۴۰۰۰ کلونو دی.

دا هغه راديواکتيفي عنصرونه دي چې د تر ټولو ډېر اوږده عمر لرونکي ايزوټوپ نيمايي عمر يې له يوې ورځې تر ۱۰۳ کلونو دی.

په ځيګري رنګ په نښه شوي عنصرونه ډېر راديواکتيفي عنصرونه دي . د دې عنصرونو د تر ټولو ډېر اوږده عمر لرونکي ايزوټوپ نيمايي عمر له څو دقيقو تر يوې ورځې دی.

زښت ډېر راديواکتيفي عنصرونه : دا هغه عنصرونه دي چې د تر ټولو ډېر اوږده عمر لرونکي ايزوټوپ نيمايي عمر يې تر څو دقيقو لنډ دی. د ناپايښتوالي او د دوی د ډېر راديواکتيفيت له کبله د دغو عنصرونو په اړه مالومات ډېر لږ دي.

دریيم څپرکی

کیمیايي عنصرونه

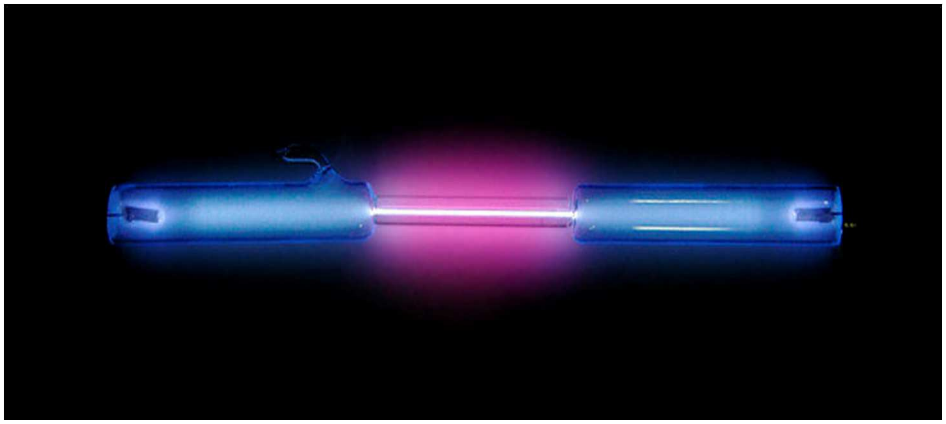
په دریيم څپرکي کې به د کیمیايي عنصرونو د دوره يي جدول ټول ۱۱۸ کیمیايي عنصرونه جلا جلا وڅېړل او تشریح شي او د دوی د هر یوه په اړه به د شونتیا تر بریده د کیمیا پوهنې له لیدټکي څخه مالومات وړاندې شي. دا څپرکی د کیمیايي عنصرونو د دوره يي جدول په لومړي عنصر یانې هایډروجن باندې پیلوو.

۱. هایډروجن

هایډروجن د کیمیايي عنصرونو د دوره يي جدول د لومړۍ دورې لومړی عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۱ او سېمبول H دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Hydrogenium**)، په انګریزي کې (**Hydrogen**) او په روسي ژبه کې (**Водоро́д**) دی. هایډروجن د لرغوني یوناني ژبې له (**hydro**)، یانې «اوبه» او (**genes**) یانې «پیداکوم») څخه اخیستل شوی چې د «اوبه پیداکوونکي» مانا لري. په پنځ (طبیعت) کې يې ډېره پراختیا موندلې ده. د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (۰-۷۴-۱۳۳۳) ده.

هایډروجن یو بې رنګه، بې بویه او بې خونده ګاز دی. د ده ۳ ایزوټوپونه خپل نومونه لري، چې یو یې ^{1}H پروتیوم (**H**)، بل یې ^{2}H دیوتیریوم (**D**)، او دریيم یې ^{3}H تریتیوم (**T**) دی.

هایډروجن H_2 ساده توکی دی. له هوا یا اکسیجن O_2 سره په مخلوط کې د سوځېدو وړ او د چاودنې خطر لري. زهرجن نه دی. په ایتانول C_2H_5OH او یو شمېر فلزونو کې لکه وسپنه Fe ، نیکل Ni ، پالاډیم Pd ، ټیټانیم Ti او پلاتین Pt کې د حلېدو وړ دی.



انځور: د هایډروجن د ساده توکي ظاهري بڼه

تاریخچه یې

لا په ۱۲ او ۱۷ زېږدي پېړیو کې د پوهنې په توګه د کیمیا د رامنځته کېدو په لومړیو وختونو کې د تېزابونو او فلزونو په تعامل سره سوځېدونکی (د سون وړ) ګاز بېلېده. روسي پوهاند طبیعتپوه، کیمیاپوه او فیزیکپوه «میخایل واسیلېویچ لومونوسوف» (۱۷۱۱-۱۷۶۵) د هایډروجن د بېلولو ښودنه کړې وه، او په نومېرلې توګه یې پوهېده چې دا د فلوجیستون (**phlogiston**) توکی نه دی. انګلیسي فیزیکپوه او کیمیاپوه «هینري کاوینډیش» (۱۷۳۱-۱۸۱۰) پر ۱۷۶۶ زکال د دې ګاز څېړنه وکړه او دی یې د «سوځېدونکې هوا» په نامه ونوماوه. سوځېدونکې هوا د سوځېدو پر مهال اوبه ورکولې، خو لکه څنګه چې «کاوینډیش» د فلوجیستون تیورۍ ته ژمن وو، نو دا ژمنتیا ده ته د دې خنډ وګرځېده چې په دې برخه کې سم او کره پایلنیوې وکړي. پرانسي کیمیاپوه «انتوان لاورینټ دې لاوېزیر» (۱۷۴۳-۱۷۹۴) له انجینر «ژان باپتیست میوسنیر» سره په ګډه د ځانګړیو

گازمېچوونکیو (گازمتر) نه په کار اخیستنې سره پر ۱۷۸۳ ز کال اوبه سینتېز کړې او وروسته یې بیا اوبه تجزیه کړې، سره شوې وسپنه یې د اوبو براس ته ورکړه. په دې ډول ده مالومه کړه چې «سوځېدونکې هوا» د اوبو H_2O په ترکیب کې ګډون لري او کېدای شي چې له اوبو څخه تر لاسه شي.

د نامه ریښه یې

« لاوېزیر» هایډروجن ته د (hydrogène)، چې د لرغوني یوناني ژبې له (hydro) یانې «اوبه» او (genes) یانې «پیدا کوم» مانا لري «اوبه پیدا کوونکی» نوم ورکړ. په روسي ژبه کې د هایډروجن نوم «водород» «وادارود» روسي کیمیاپوه «م. ف. سولاویوف» پر ۱۸۲۴ ز کال «لومونوسوف» ته وړاندیز کړ.

په کایناتو کې د هایډروجن شتون

هایډروجن هغه عنصر دی چې تر نورو ټولو کیمیایي عنصرونو په پېنې (کایناتو) کې ډېر دی. د ټولو اتومونو نږدې ۸۸,۲ سلنه د هایډروجن ده، نږدې ۱۱,۳ سلنه اتومونه د هیلیم He دي، د نورو ټولو عنصرونو برخه د ۰,۱ (صفر اشاریه یوې) سلنې په شاوخوا کې ده. د ستوریو او ستوریو تر منځ تشیال ډېره برخه له هایډروجن جوړه ده. د ستوریو د تودوخې په شرایطو کې (د ساري په توګه د لمر د پاسنۍ سطحې تودوخه ۲۰۰۰ سانتي ګراډ (س. ګ) درجې ده) هایډروجن د پلازما په بڼه شتون لري. دا عنصر د ستوریو ترمنځ تشیال کې د خپلواکو مالیکولونو، اتومونو او ایونونو په بڼه شتون لري او کولای شي چې داسې مالیکولي وريځې جوړې کړې چې د کچې، کثافت او تودوخې درجې له پلوه په خپل منځ کې توپیر ولري.

هايډروجن د ځمکې په پاسني قشر او ژونديو اورګانيزمونو کې

د ځمکې په پاسني قشر کې د هايډروجن کچه ۱ يوه سلنه ده چې د خپرېدا د کچې له پلوه لسم عنصر دی. خو په طبيعت کې د ده رول د کتلې له مخې نه، بلکې د اتومونو د شمېر له مخې ټاکل کيږي چې په نورو عنصرونو کې يې ونډه په سلو کې ۱۷ ده. ياني چې تر اکسيجن، چې د اتومونو برخه يې ۵۲ سلنه ده، وروسته دويم ځای لري. ځکه خو په هغو کيميايي بهيرونو کې، چې په ځمکه کې پېښيږي، د هايډروجن ارزښت نږدې همدومره ستر دی لکه د اکسيجن چې دی. له اکسيجن څخه په توپير کې، چې پر ځمکه هم په مرکبې او هم په خپلواک حالت کې شتون لري، هايډروجن پر ځمکه نږدې ټول د مرکبونو په ډول شتون لري. يوازې په ډېره لږه کچه هايډروجن د ساده توکي په بڼه په اتموسفير کې شته (د وچې هوا لپاره د حجم په شمېر ۰،۰۰۰۵ سلنه).

دا عنصر د ټولو عضوي توکيو په ترکيب او په ټولو ژونديو ژوندينکو (حجرو) کې شتون لري. د ژونديو ژوندينکو په سلو کې نږدې ۲۳ سلنه اتومونه د هايډروجن دي.

لاس ته راوړل يې

د هايډروجن صنعتي توليد د هايډروجني انرژۍ نه بېلېدونکې برخه، د ژوند په لړۍ کې د هايډروجن کارونې لومړۍ کړۍ ده. دا عنصر په طبيعت کې په نره بڼه نه موندل کيږي او بايد په بېلابېلو کيميايي مېتودونو سره له نورو مرکبونو څخه رابېل شي.

د هايډروجن د لاس ته راوړلو بېلابېلې لارې د هايډروجني انرژۍ يوه له لويو ښېګڼو څخه ده، ځکه چې انرژيکي بې خطرتوب زياتوي او د اومو توکيو له ځينو ډولونو څخه انسان ته خپلواکي وربښي. د هايډروجن د لاس ته راوړلو لارې دا دي:

- د ميتان CH_4 او طبيعي ګاز براسي بدلون؛
- د سکرو ګازي کول؛

- د اوبو H_2O د الکترولیزولو له لارې؛
- د تودوخیزې تجزیې یا پیرولیز (**Pyrolysis**) له لارې؛
- د برخیزې اکسیډولو (اکسیډېشن کولو) له لارې؛
- د بیوتکنالوژۍ له لارې د هایډروجن لاس ته راوړل؛
- د ځمکې د غونډارې له ژور ګاز څخه لاس ته راوړل؛

په اوسني وخت کې د هایډروجن د لاس ته راوړلو تر ټولو ډېر د لاسرسي وړ او ارزان بهیر د میتان CH_4 او طبیعي ګاز بړاسي بدلون دی. د اټکلونو له مخې د هایډروجن د لاس ته راوړلو دا مېتود به هایډروجني وټې (اقتصاد) ته د تېرېدو د لارې په لومړي پړاو کې وکارېږي، د دې لپاره چې د «چرګې او هګۍ» ستونزه په اسانۍ هواره شي، یانې دا، کله چې د بېخبنا (**infrastructure**) د نه شتون لامله د هایډروجني موټرو تقاضا نه وي د هایډروجني موټرو د نه شتون لامله بېخبنا نه جوړېږي. په لرې راتلونکې کې تجدید پذیرې انرژۍ ته تېرېدل اړین دي، ځکه چې د هایډروجني انرژۍ د دودولو یوه له لویو موخو څخه هوا ته د ګلخانه یي ګازونو د وتو کمول دي. دا انرژي کېدای شي چې د باد انرژي وي، یا هم د لمر انرژي وي، چې د اوبو د الکترولیز کولو شونتیا برابروي.

د بېلابېلو اومو توکیو له سرچینو څخه د هایډروجن تولید

له هایډروکاربونونو څخه

د میتان او طبیعي ګاز بړاسي بدلون: هایډروجن کېدای شي د بېلابېل نرخ والي په کچې سره تر لاسه شي، یانې له ۹۵ تر ۹۸ سلنې نرخ والي پورې. هایډروجن تر بېلابېل فشار لاندې لاس ته راځي، له ۱،۰ څخه تر ۴،۲ میګاپاسکال **MPa** فشار کې. د اوبو بړاس له ۷۰۰ څخه تر ۱۰۰۰ درجو تودوخه کې له میتان CH_4 او کتالیسټ سره تر فشار لاندې ګډېږي او په ځانګړیو بټیو کې ترې هایډروجن جلا کیږي. جلا شوی ګاز له یوې بټۍ څخه بلې بټۍ ته لېږدول کیږي، سړېږي او په دې دویمه بټۍ کې د ټاکلي پارامترونو هایډروجن ګاز ترې

چمتو کيږي. په پايله کې له ۹۵ تر ۹۸٫۵ سلنې نږه هايډروجن لاس ته راځي، چې له ۱ تر ۵ سلنې پکې کاربون مونوکسايډ CO او کاربون ډای اکسايډ CO_2 وي. په اوسني وخت کې نړدې نيمايي هايډروجن په دې ډول توليديږي.

د يو کيلوگرام هايډروجن د جوړولو سربيه له ۲ تر ۵ ډالرو ده. په راتلونکې کې ښايي چې بيه يې تر دوه يا دوه نيمو ډالرو پورې راټيټه شي، البته د لېږدولو او ساتنې په گډون.

د سکرو د گازي کولو له لارې: دا د هايډروجن د لاس ته راوړلو تر ټولو ډېره پخوانۍ طريقه ده. هغه دا چې، سکاره د تودوخې له ۸۰۰ څخه تر ۱۳۰۰ س.گ درجو پورې سره کيږي او هوا پرې بندوي. د گاز لومړنی جنراتور د ۱۹ ز پېړۍ پر ځلوښتمو کلونو په لويه بريتانيا کې جوړ شوی وو. د امريکا متحده ايالتونه داسې پلان لري چې د (FutureGen) پروژې پر بنسټ يو داسې برېښنايي سټېشن جوړ کړي چې په گازي کېدونکيو سکرو به کار کوي. برېښنا به سونتوکيز پيلونه (fuel cell) جوړوي او هغه هايډروجن به د سونتوکيو په توگه کاروي، چې د سکرو د گازي کولو په بهير کې تر لاسه کيږي.

له بيوتوکيو څخه: له بيوکتلو يا توکيو (Biomass) (د ژويو او بوټيو څخه تر لاسه کېدونکي توکي) څخه هايډروجن د تودوخيزې تجزيې پر مټ، يا هم د بيوکيميايي طريقې پر مټ لاس ته راځي. د تودوخيزې تجزيې د مېتود پر بنسټ بيوکتلې ته د اکسيجن له ورننوتو پرته تر ۵۰۰-۸۰۰ س.گ درجو تودخه ورکوي (د لرگيو د پوسو (تفالو) لپاره)، چې د سکرو د گازي کولو تر تودوخې ډېره ټيټه ده. د بهير په پايله کې هايډروجن H_2، کاربون مونوکسايډ CO او ميتان CH_4 سره بېلېږي. په دې بهير کې د يو کيلوگرام توليدېدونکي هايډروجن سربيه له ۵ تر ۷ ډالرو ده. په راتلونکې کې کېدای شي چې بيه يې تر دريو او يوه ډالره راټيټه شي.

په ژونکيميايي (بيوکيميايي) بهير کې هايډروجن د بېلابېلو باکترياوو له خوا جوړيږي.

له کثافاتو څخه: د هایډروجن د تولید لپاره د نویو ټکنالوجیو پر جوړولو کار روان دی. د ساري په توگه پر ۲۰۰۷ ز کال د لندن د هایډروجن د ملگرتیا اداري له ښاري او سوداگریزو کثافاتو څخه د هایډروجن د شوني تولید څېړنه چاپ کړه. د دغې څېړنې له مخې په لندن کې هره ورځ کېدای شي له کثافاتو څخه ۱۴۱ ټنه هایډروجن په پیرولیز او انایروبیک (**anaerobic**) طریقو سره تولید شي.

۱۴۱ ټنه هایډروجن د ۱۳۷۵۰ بس موټرونو، چې د دننني سون (داخلي احتراق) انجنونه ولري او په هایډروجن کار وکړي، لپاره بسنه کوي. اوسمهال په لندن کې څه د پاسه ۸۰۰۰ بسونه کاریږي.

له فلزونو سره د اوبو د کیمیایي تعامل له لارې: پر ۲۰۰۷ ز کال د امریکا متحدو ایالتونو د (**Purdue**) پوهنتون، د الومینیمو گېوله فلز په مرسته له اوبو **H_2O** څخه د هایډروجن د تولید مېتود کشف کړ.

له الومینیم **Al** او گالیم **Ga** گېوله فلز په (**pellets**) (له تورب، د لرگیو له پوسو او کرنې له پوسو څخه جوړېدونکی سونتوکی دی) کې جوړیږي. پیلیټونه (**pellets**) په ټانکۍ کې له اوبو سره اچول کیږي. په ټانکۍ کې د کیمیایي تعامل د رامنځته کېدو په پایله کې هایډروجن تولیدیږي. گالیم د الومینیم پر شاوخوا یو قشر جوړوي او دا قشر د الومینیم د اکسایډ کېدو مخنیوی کوي. د تعامل په پایله کې هایډروجن **H_2** او د الومینیم اکسایډ جوړیږي.

له یو پونډ (**۴۵۳** گرامه) الومینیم څخه کېدای شي چې د هایډروجن په سوځولو څه د پاسه ۲ کیلوواټ ساعته انرژي او له اوبو سره د الومینیم د تعامل پر مهال څه د پاسه ۲ کیلوواټ ساعته تودوخیزه انرژي لاس ته راشي. په راتلونکې کې به د څلورم نسل اټومي بټیو د برېښنایي انرژۍ په کارونې سره، د هغه هایډروجن، چې د تعامل په بهیر کې لاس ته

راځي، سربیه د پیټرولو له بیې سره برابره شي، یانې چې د یو ۳,۸ لیتره ګېلن پیټرولو له بیې ۳ ډالرو سره به برابره شي.

د منځنۍ کچې یو موټر چې د دننني سون انجن ولري، له ۳۵۰ پونډه (۱۵۸ کیلوګرامه) الومینیمو سره کولای شي چې ۵۶۰ کیلومتره واټن ووهي. په راتلونکې کې به د دومره واټن تګ بیه ۲۳ ډالره وي، چې د برېښنا د څلورم نسل اټومي بټیو کې د الومینیم اکسایډ د جوړېدو بیه هم په همدغه لګښت کې راځي.

د اوبږیو کارونه: د امریکا متحدو ایالتونو د کالیفورنیا ایالت د بیرکلي (UC Berkeley) پوهنتون پوهانو پر ۱۹۹۹ ز کال دا مالومه کړه چې که چیرې د اوبږیو لپاره اکسیجن O_2 او سولفور S بسنه ونه کړي نو د فوتوسینتېز بهیرونه یې ډېر کمزوري کیږي او په توپاني ډول سره د هایډروجن جوړېدنه پیلیږي.

د زرغونو اوبږیو یو ګروپ کولای شي چې هایډروجن جوړ کړي، د ساري په توګه (Chlamydomonas reinhardtii). اوبږۍ کولای شي چې له دریابي (سمندري) اوبو یا هم د کانالیزاسیون له اوبو څخه هایډروجن تولید کړي.

د هایډروجن د تولید کورنی سټېشن: د هایډروجني ټانکونو د جوړولو پر ځای کېدای شي چې په کورنیو دستګاوو کې له طبیعي ګاز څخه هایډروجن تولید شي، یا د اوبو H_2O د الکترولیز پر مټ جوړ شي. د جاپان د هونډا (Honda) په نامه د موټر او موټرسایکل جوړولو نړیواله نامتو کمپنۍ «د هونډا کورنی انرژیکي سټېشن» په نامه دستګاه ازماینښت کوي. دا سې دستګاه چې د کور لپاره وي او وکړای شي په کور کې له طبیعي ګاز څخه هایډروجن تولید کړي. د په دې ډول لاس ته راغلي هایډروجن یوه برخه کېدای شي چې د کور د اړتیاوو د پوره کولو لپاره د تودوخې او برېښنا تولیدوونکو بېټریو لپاره وکاریږي. د هایډروجن پاتې برخه کېدای شي د موټر ټانکۍ ته ورواچول شي او د سونتوکي په توګه وکاریږي.

برتانوي کمپنۍ (ITM Power Plc) پر ۲۰۰۷ ز کال د هایډروجن د تولید لپاره د الکترولیز کورنۍ دستګاه جوړه او وازمویله . د دغې دستګا پر مټ، د دې لپاره چې د ورځې له خوا د برېښنا انرژۍ پر کارېدنې فشار را نه شي، د شپې له خوا هایډروجن تولیدیږي . د ۱۰ کیلوواټه ځواک لرونکې الکترولیز دستګاه له اوبو څخه هایډروجن تولیدوي او تر ۷۵ بار فشار لاندې یې ساتي . دا تولیدېدونکی هایډروجن د (Ford Focus) هایډروجني\پیترولي موټر د ۴۰ کیلومترو واټن لپاره بسنه کوي . نوموړې کمپنۍ داسې پلان لري چې د دا ډول الکترولیز دستګاوو تولید پر ۲۰۰۸ ز کال پیل کړي. د (ITM Power) کمپنۍ همدا اوس د الکترولیز دستګاوو د یو کیلوواټ سربیه د ۱۲۴ ډالرو کچ ته رسېدلې ده.

د (Conversion) په ډول د اوبو له بړاس سره بدلون د ۱۰۰۰ س.ګ درجو په تودوخې لرلو سره:

$$CH_4 + H_2O \rightleftarrows CO + 3H_2$$

د ډېرو سکرو کوکس څخه، چې ۱۰۰۰ س.ګ درجې تودوخه ولري، د اوبو بړاس تېرېږي:

$$H_2O + C \rightleftarrows CO\uparrow + H_2\uparrow$$

د مالګو د اوبو محلولونو د الکترولیز پر مټ :

$$2NaCl + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + Cl_2\uparrow + H_2\uparrow$$

د اکسیجنO_2 او هایډروجنH_2 کتالیستي اکسایډ کول:

$$2CH_4 + O_2 \rightleftarrows 2CO + 4H_2$$

په لابراتوار کې: په لابراتوار کې پر فلزونو باندې د نريو تېزابونو د اچولو د عمليې پر مټ هايډروجن لاس ته راتلای شي. د دغسې تعامل د ترسره کولو لپاره ډېری مهال جست Zn او نرۍ شوی سولفوريک اسيډ، H_2SO_4 کارېږي چې د تعامل معادله يې دا ده:

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2 \uparrow$$

له اوبو H_2O سره د کلسيم Ca د تعامل پر مټ هايډروجن H_2 لاس ته راځي چې د تعامل معادله يې دا ده:

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

د هايډرېډونو د هايډروليز له لارې هم لاس ته راتلای شي. په دې لاندې معادله کې يې له اوبو سره د سوډيم هايډرېډ NaH د هايډروليز تعامل پر مټ لاس ته راوړل ښودل شوي:

$$NaH + H_2O \rightarrow NaOH + H_2 \uparrow$$

پر جستو Zn يا الومينيمو Al باندې د الکليو (القليو) د اچولو په پايله کې هم هايډروجن لاس ته راځي. په دې لاندې لومړۍ معادله کې الومينيم له سوډيم هايډروکسايډ NaOH، چې د الکلي فلز مرکب دی، او اوبو H_2O سره يو ځای شوي او هايډروجن يې جوړ کړی. په دويمه معادله کې جست له پوتاسيم هايډروکسايډ KOH او اوبو سره يو ځای شوي او هايډروجن يې جوړ کړی دی:

$$2Al + 2NaOH + 6H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2 \uparrow$$

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

د الکتروليز پر مټ . د الکليو د اوبو محلولونو يا تېزابونو په الکتروليز کولو سره پر کتود باندې هايډروجن راپيدا کيږي، د ساري په توگه:

$$2H_3O^+ + 2e^- \rightarrow 2H_2O + H_2 \uparrow$$

د هایډروجن تر ټولو لوی تولیدوونکي:

- د هایډروجن د تولید یوه له تر ټولو لویو کمپنیو څخه د فرانسې د (Air Liquide) کمپنۍ ده چې پر ۱۹۰۲ ز کال جوړه شوې او په پاریس ښار کې ده.
- بله لویه نړیواله د جرمني د (Linde AG) کیمیایي کمپنۍ ده چې پر ۱۸۷۸ ز کال جوړه شوې او په میونشن ښار کې ده.
- دریمه لویه یې د امریکا متحدو ایالتونو د (Praxair) کارپوریشن دی چې پر ۱۹۰۷ ز کال جوړ شوی او مرکزي دوتر یې په کونیکټیکوټ ایالت کې دی.

د هایډروجن اتوم

د هایډروجن اتوم هغه فیزیکي سېستم دی چې د اتوم له هستې څخه جوړ دی او مثبت برېښنایي چارج لري، همدا راز یو الکترون لري چې منفي برېښنایي چارج لري. د اتوم په هسته کې کېدای شي چې پروتون، یا پروتون له یوه یا څو نیوترونونو سره شتون ولري چې د هایډروجن ایزوټوپونه جوړوي. الکترون د اتوم د هستې په شاوخوا کې کوبۍ (حباب) ته ورته په نازک قشر کې شتون لري چې د اتوم الکتروني قشر جوړوي. د هایډروجن د اتوم د الکتروني قشر تر ټولو ډېر احتمالي نیمايي قطر په پایښت لرونکي حالت کې د بور له نیم قطر (Bohr radius) سره برابر دی $a_0 = ۰,۵۲۹$ Å .

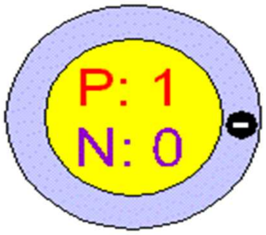
د هایډروجن اتوم په کوانتومي میکانیک او په نسبیتي کوانتومي میکانیک کې ځانګړې ارزښت لري، ځکه چې د ده لپاره د دوو جسمونو مسئله کره یا اټکلیز شننیز حل لري. دا حل د هایډروجن د بېلابېلو ایزوټوپونو لپاره له اړوندو سمونونو سره د کارونې وړ دی.

د هایډروجن اتوم په کوانتومي میکانیک کې د دوه ذره یي (دوې ذرې درلودونکي) کثافت ماتریکس (**density matrix**) په توګه یا د دوه ذره یي څپه ییزې دندې په توګه تشریح کیږي.

پر ۱۹۱۳ ز کال ډنمارکي فیزیکپوه «نیلس هینریک ډیوېډ بور» (**۱۸۸۵-۱۹۶۲**) د هایډروجن د اتوم یو داسې مودل وړاندیز کړ چې ګڼ شمېر فرضیې او ساده والی یې درلود او له دغه مودل څخه یې د هایډروجن د وړانګې سپیکټروم (**spectrum**) وایست. د مودل فرضیې ټولې په بشپړه توګه سمې نه وې، خو بیا یې هم د اتوم د انرژیکي سویو سم ارزښت ښوده.

د «بور» د محاسبو پایلې پر **۱۹۲۵-۱۹۲۶** ز کلونو د کوټلې کوانتومي - میکانیکي تجزیې، چې د «شروډینګر» پر معادلې یې بنسټ درلود، پر مټ تصدیق شوې. د «شروډینګر» د معادلې حل د الکترون لپاره د اتوم د هستې په الکتروستاتیکي ډګر کې په تجزیوي بڼه رامنځته کیږي. دا حل نه یوازې د الکترون د انرژۍ سوېې او د وړانګې ډګر (سپیکټروم)، بلکې د اتومي اوربیتالونو بڼه هم بیانوي.

- د هایډروجن اتومي کتله **۱,۰۰۷۸۴**؛ **۱,۰۰۸۱۱** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول **$1s^1$** سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې **۵۳** پیکومتره (پ. م) دی.



انځور: د هایډروجن اتوم یو پروتون او یو الکترون لري

فیزیکي خواص یې

- د هایډروجن کثافت په عادي شرایطو کې (د تودوخې په ۲۷۳ کیلوین (ک) درجو او صفر سانتي ګراد (س. ګ) درجو کې) په یو سانتي متر مکعب (س. م. م) کې ۰,۰۰۰۰۸۹۹ ګرامه دی.
- د ویلي کېدو درجه یې د سانتي ګراد (س. ګ) په شمېر منفي ۲۵۹,۱۲- ده. (د کیلوین (ک) په شمېر ۱۳,۹۹ ده).
- د اېشېدو درجه یې د سانتي ګراد (س. ګ) په شمېر منفي ۲۵۲,۸۷۹- ده. (د کیلوین (ک) په شمېر ۲۰,۲۷۱ ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې ۰,۱۱۷ کیلوجوله\موله دی.
- د براس تودوالی یې ۰,۹۰۴ کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې ۲۸,۴۷ جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې ۱۴,۱ سانتي مترمکعب (س. م. م) \موله دی.

هایډروجن تر ټولو ډېر سپک ګاز دی. دی له هوا څخه ۱۴,۴ ګرایه سپک دی. له همدې کبله کوشنی کوبی (ډومبک، حباب) هم که چیرې له هایډروجنه ډک وي، نو هوا ته پورته کیږي. دا څرګنده خبره ده، څومره چې د مالیکولونوکتله کوشنۍ وي، هماغومره د تودوخې په یوه درجه کې د دوی خوځښت چټک وي. لکه څنګه چې د هایډروجن مالیکونه د نورو ټولو ګازونو تر مالیکولونو ډېر سپک دي، نو له همدې لامله کولای شي چې له یو جسم څخه بل جسم ته په ډېرې چټکۍ تودوالی ولېږدوي. پر دې بنسټ ویلای شو چې هایډروجن د ګازي توکیو په شمېر کې د تودوخې تېرولو تر ټولو ډېره وړتیا لري. د ده د تودوخې تېرولو وړتیا د هوا د تودوخې تېرولو تر وړتیا نږدې ۷ ګرایه زیاته ده.

د هایډروجن مالیکول دوه اتومه لري H_2 . دا عنصر په عادي شرایطو کې یو بې رنګه، بې بویه او بې خونده ګاز دی. د سوځېدو تودوخه یې ۱۲۰,۹۰۱۰^۷ جول پر کیلوګرامو ده. په اوبو کې ښه نه حلیږي، په یو لیتر اوبو کې یې ۱۸,۸ میلي لیتره حلیږي.

هایډروجن په ډېرو فلزونو لکه نیکل **Ni** ، پلاتین **Pt** ، پالاډیم **Pd** او نورو کې ښه حلیږي، په تېره بیا په پالاډیم کې (۸۵۰ حجمونه H_2 په یوه حجم **Pd** کې) . په فلزونو کې د هایډروجن د حلېدو وړتیا په دې کې ده چې دی تر فلزونو تېرېږي؛ تر کاربوني ګډوله فلز (د ساري په توګه پولادو) د هایډروجن تېرېدنه کله کله ګډوله فلز خرابوي (ړنګوي یې)، ځکه چې هایډروجن له کاربون سره تعامل کوي. هایډروجن په سپینو زرو **Ag** کې نه حلیږي.

اوبلن (مایع) هایډروجن د ساړو د درجو په ډېر لنډ واټن کې شتون لري، یانې له منفي ۲۵۲,۷۷- څخه تر منفي ۲۵۹,۲- س. ګ درجو ترمنځ په اوبلن حالت کې شتون لري. دا بې رنګه، ډېره سپکه او بهېدونکې مایع ده. د ساړو په منفي ۲۵۳- س. ګ درجو کې یې کثافت په یو س. م.م کې ۰,۰۷۰۸ ګرامه دی. د ساړو په منفي ۲۵۳- س. ګ درجو کې یې خټنه (ختېوالی) ۱۳,۸ پوازه دی. د هایډروجن بحراني پارامترونه ډېر ټیټ دي، د ساړو په منفي ۲۴۰,۲- س. ګ درجو کې یې فشار ۱۲,۸ اتموسفیره دی. د همدې لامله یې په مایع باندې بدلېدو حالت کې ستونزې رامنځته کیږي. په اوبلن حالت کې د برابر وزن (انډولیز) هایډروجن په سلو کې ۹۹,۷۹ سلنه له **para-**H_2 ، ۰,۲۱ **ortho-**H_2 څخه جوړ دی.

د جامد هایډروجن د ویلي کېدو درجه منفي ۲۵۹,۲-س. ګ ده، کثافت یې د ساړو په منفي ۲۶۲- س. ګ درجو کې په یو س. م. م کې ۰,۰۸۰۷ ګرامه دی، چې واورې ته ورته کتله ده، د بلورونو جوړښت یې د شپږځنډیز (هیګزاګونال) سېسم لري، فضایي ګروپ یې **P6/mmc** دی.

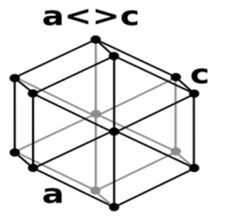
مالیکولي هایډروجن په دوو سپیني بڼو (**spin form**)، (موديفیکېشن) کې شتون لري، د اورتو (**ortho**) او پارا (**para**)، یانې د اورتوهایډروجن او پاراهایډروجن په بڼو . د

اورتوهایډروجن $o\text{-}H_2$ ، چې د ویلي کېدو درجه یې منفي **۲۵۹,۱۰**- س . گ درجې او د ایشېدو درجه یې منفي **۲۵۲,۵۲**- س . گ درجې ده، په مالیکول کې هسته یي سپینونه (**spin**) موازي دي. د اورتوهایډروجن $o\text{-}H_2$ او پاراهایډروجن $p\text{-}H_2$ د برابر وزن لرونکی مخلوط د تودوخې په ورکړ شوې درجه کې د برابر وزن لرونکي هایډروجن $e\text{-}H_2$ په نامه یادیږي.

د هایډروجن یاد شوي مودیفیکېشنونه کېدای شي چې په فعال کابون د اوبلن نایټروجن د تودوخې په درجه کې د پاسني (سطحي) جذب (**Adsorption**) پر مټ سره بېل شي . د تودوخې په ډېرو ټیټو درجو کې د اورتوهایډروجن او پاراهایډروجن تر منځ انډول نږدې په بشپړه توگه د پاراهایډروجن په لور لېږدېدلی وي، ځکه چې د پاراماليکول انرژي د اورتومالیکول تر انرژۍ ډېره ټیټه ده. د دوی د بنو په **80 K** نسبت کې نږدې ۱:۱ دی. دفع شوي (نا جذبه) پاراهایډروجن ته د تودوخې ورکولو پر مهال دی په اورتوهایډروجن بدلیږي او ان د کوټې د هوا د تودوخې په درجه کې د برابر وزن لرونکی مخلوط جوړوي (اورتو - پارا : **۲۵ : ۷۵**) . له کتالیسته پرته دا بدلون ورو ورو ترسره کیږي.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د هایډروجن د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډیز (هیگزاگونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې **a=۳,۷۸۰ c=۶,۱۶۷** انگسترومه دی.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې ۱۱۰ کیلوینه ده.



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

کیمیایي خواص يې

- د هایډروجن کووالینسي (کووالینټ) نیم قطر ۳۲ پیکومتره (پ. م) دی.
- د ایون نیمایي قطر يې ۵۴ (۱e-) پیکومتره (پ. م) دی.
- الکتروني منفیت يې ۲,۲۰ پاولینګه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې يې ۱ ، ۰ ، ۱-دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو (ایونیزېشن) انرژي يې ۱۳۱۱,۳ کیلو جوله\موله ده. یا په بل شمېر (۱۳,۵۹۵) الکترون ولټه ده.

د هایډروجن مالیکولونه ډېر محکم دي او د دې لپاره چې هایډروجن په تعامل کې ګډون وکړي، اړینه ده چې ډېره انرژي لګښت شي:

۴۳۲ کیلو جول - $H_2 = 2H$

ځکه خو هایډروجن د تودوخې په عادي درجو کې یوازې له ډېرو فعالو فلزونو سره تعامل کوي، لکه له کلسیم **Ca** سره چې په پایله کې د کلسیم هایډرایډ CaH_2 جوړوي:

$$Ca + H_2 \rightarrow CaH_2$$

او له یوازیني نافلز فلورینو F_2 سره تعامل کولای شي چې په پایله کې يې هایډروجن فلوراېډ **HF** جوړوي:

$$F_2 + H_2 \rightarrow 2HF$$

هایډروجن له ډېری فلزونو او نافلزونو سره د تودوخې په لوړه درجه کې، یا هم د کوم بل اغېز پر مټ تعامل کوي، د ساري په توګه په رڼا کې له اکسیجن O_2 سره:

$$O_2 + 2H_2 \rightarrow 2H_2O$$

دی کولای شي چې له ځينو اکسايډونو څخه اکسيجن واخلي (خپل کړي)، د ساري په توګه د مسو له اکسايډ **CuO** څخه:

$$CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O$$

دا لاندې معادله د هايډروجن د ريډوکس (**Redox**) يا بشپړوونکي خواص ښيي:

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$

له هالوجينونو (هالوجيني عنصرونو) سره د هايډروجن هاليډونه جوړوي:

$H_2 + F_2 \rightarrow 2HF$ ، دا **تعامل** په تياره کې د تودوخې په هره درجه کې له چاودنې سره ترسره کيږي.

$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$ دا **تعامل** له چاودنې سره ترسره کيږي، خو يوازې په رڼا کې.

له اورغی (لوی) سره د ډېرې تودوخې ورکولو په حالت کې **تعامل** کوي:

$$C + 2H_2 \rightarrow CH_4$$

له الکلي او الکلي خاورينو عنصرونو سره د هايډروجن تعاملونه: هايډروجن له فعالو فلزونو سره په **تعامل** کې هايډريډونه جوړوي. په دې لاندې معادلو کې يې له سوډيم **Na** ، کلسيم **Ca** او مګنيزيم **Mg** سره تعاملونه ښودل شوي:

$$2Na + H_2 \rightarrow 2NaH$$

$$Ca + H_2 \rightarrow CaH_2$$

$$Mg + H_2 \rightarrow MgH_2$$

هایډریډونه مالګه وزمه، جامد توکي دي او په اسانۍ هایډرولیز کیږي. په دې لاندې معادله کې له اوبو H_2O سره د کلسیم هایډریډ CaH_2 هایډرولیز ښودل شوی:

$$CaH_2 + 2H_2O \rightarrow \ Ca(OH)_2 + 2H_2 \uparrow$$

د مندلیف جدول د **d** عنصرونو (د **d** بلاک) د فلزونو له اکسایډونو سره د هایډروجن تعامل

اکسایډونه تر فلزه پورې بشپړیږي:

$$CoO + H_2 \rightarrow \ Co + H_2O$$

$$Fe_2O_3 + 3H_2 \rightarrow \ 2Fe + 3H_2O$$

$$WO_3 + 3H_2 \rightarrow \ W + 3H_2O$$

د عضوي مرکبونو هایډریډېدل: مالیکولي هایډروجن، د عضوي مرکبونو د بیا بشپړولو لپاره په عضوي سینتېز کې په پراخه پیمانه کاریږي. دا بهیرونه د هایډریډېدو تعاملونو په نامه یادیږي. دا تعاملونه د کتالیست په شتون سره د تودوخې په لوړه درجه او لوړ فشار کې ترسره کیږي. کتالیست کېدای شي چې هم متجانس (یو ډول) وي (لکه د ویلکینسون کتالیست) او هم غیرمتجانس وي (لکه د ریني نیکل، پالاډیم پر سکرو باندې).

له دې شمېر نه د داسې لکه الکینونو او الکاینونو د مشبوعو مرکبونو د کتالیستي هایډریډولو پر مهال د الکانونو مشبوع مرکبونه جوړیږي:

$$R{-}CH{=}CH{-}R' + H_2 \rightarrow R{-}CH_2{-}CH_2{-}R'$$

ایزوټوپونه یې

هایډروجن د دریو ایزوټوپونو په بڼه شتون لري، چې خپل بېل نومونه لري او دا درې ایزوټوپونه ^1H پروتیوم (H) ، بل یې ^2H دیوتیریوم (D)، او درېیم یې ^3H تریتیوم (T) دي. (تریتیوم یې رادیو اکتیفي دی).

پروتیوم او دیوتیریوم یې پایښت لرونکي ایزوټوپونه دي چې د کتلو شمېرې یې ۱ او ۲ دي. په طبیعت کې د دوی د شتون کچه د لومړي هغه ۹۹,۹۸۸۵ ± ۰,۰۰۷۰ او د دویم هغه ۰,۰۱۱۵ ± ۰,۰۰۷۰ سلنه ده. دا نسبت کېدای شي چې د هایډروجن د لاس ته راوړلو د سرچینې او طریقې په پام کې نیولو سره بدلون ومومي.

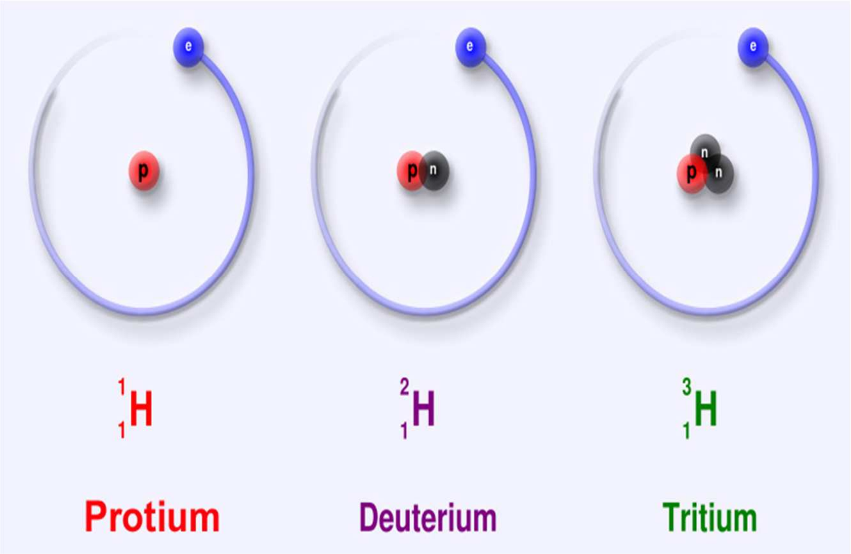
د هایډروجن د تریتیوم ^3H ایزوټوپ پایښت نه لري. د ده نیمایي عمر ۱۲,۳۲ کاله دی. تریتیوم په طبیعت کې په ډېرې لږ کچې شتون لري.

همدا راز د هایډروجن ۴ نور ایزوټوپونه هم پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۴ تر ۷ پورې دي او نیمایي عمر یې هم 10^{-22}—10^{-23} دي. دا څلور واړه ایزوټوپونه ^4H ، ^5H ، ^6H ، ^7H سینتېز شوي او په طبیعت کې نه موندل کیږي.

طبیعي هایډروجن له H_2 او HD (دیتیري هایډروجن) مالیکولونو څخه جوړ دی چې د H_2 او HD کچې نسبت یې تخمین ۱ : ۳۲۰۰ دی. په طبیعت کې د نړه دیتیري هایډروجن D_2 کچه تر دې هم لږ ده. د HD او D_2 کچه تخمینن ۱ : ۲۴۰۰ ده.

د ټولو کیمیایي عنصرونو له ایزوټوپونو څخه د هایډروجن د ایزوټوپونو فیزیکي او کیمیایي خواص په خپل منځ کې ډېر توپیر لري. دا د ده د اتومونو د کتلو له ډېرو نسبتي بدلونونو سره تړاو لري.

دیوتیریوم او تریتیوم د هایډروجن اورتو او پارا مودیفیکېشنونه لري: p-D_2, o-D_2, p-T_2, o-T_2 . له مخالف جنس (لوري) سره د لېوالتیا لرونکي ایزوټوپ هایډروجن (HD, HT, DT) اورتو او پارا مودیفیکېشنونه نه لري.



انځور: د هایډروجن د پروتیوم، دیوتیریوم او تریتیوم ایزوټوپونه

د هایډروجن جیوکیمیا

د لمر، سترو ګرزنده ستوریو (سیارو) او د میټیوریټ (Meteorite) لومړنیو اسماني ډبرو په پرتله په ځمکه کې د هایډروجن کچه (مقدار، اندازه) لږ ده او دا له دې لامله چې ځمکه د جوړېدو پر مهال ډېره بې ګازه شوې وه. د هایډروجن د کتلې ډېره برخه، لکه د نورو هوا ته پورته کېدو (الوتونکیو) عنصرونو په څېر، د لویېدو پر مهال او یا له هغه څخه وروسته سملاسي له ځمکې څخه ووته. خو زموږ د ګرزنده ستوري (ځمکې) د جیوسفیر په ترکیب کې د دغه ګاز کره کچه (د ځمکې له پاسني قشر څخه په مستثنا)، استینوسفیر، منټل (Mantle) او د ځمکې په هسته کې نه ده مالومه چې څومره ده.

خپلواک یا نره هایډروجن H_2 د ځمکې په ګازونو کې په پرتلیزه توګه لږ لیدل کیږي، خو د اوبو په بڼه په جیوکیمیایي بهیرونو کې په بشپړه توګه ارزښتناکه برخه لري. د اورشیندو غرونو په ګازونو کې هم هایډروجن مالوم شوی، د رنګو شویو ځینو غرنیو، یا هم د ځمکې په ځینو ځایونو کې د راپیدا شویو چاودونو (چاکونو) په اوږدو کې یوه کچه هایډروجن بهېدلی لیدل شوی، او د سکرو په ځینو کشف ځایونو کې د دې ګاز راوتل لیدل شوي دي.

کېدای شي چې هایډروجن د مینرالونو په ترکیب کې د امونیم NH_4^+ د ایون، د هایډروکسیل ایون او اوبو H_2O په بڼه شتون ولري.

په اتموسفیر کې مالیکولي هایډروجن په پرله پسې ډول د فورمالډیهیډ CH_2O ګاز، چې د میتان CH_4 یا کوم بل عضوي توکي د اکسایډ جوړولو په ځنځیر کې جوړیږي، د تجزیې په پایله کې، د لمر د وړانګو پر مټ، د بېلابېلو سونتوکیو او بیوتوکیو د نیم سوځېدنې، له هوا څخه د میکرو اورګانیزمونو پر مټ د نایټروجن N_2 د تثبیت له لارې جوړېدای شي.

د هایډروجن مالیکولونه په داسې حال کې چې کوشنۍ کتله لري، له نورو توکیو سره د ګډېدو او یو ځای کېدو ډېره چټکې لري (د ګډېدو د چټکتیا له پلوه دویمه کیهاني چټکې ده) او د اتموسفیر پاسنیو قشرونو ته په ورننوتو سره کولای شي چې تشیال مکان ته وروالوزي. د له منځه تګ حجم یې په یوه ثانیه کې ۳ کیلوګرامه دی.

احتیاطي لارې چارې (تدابیر)

هایډروجن له هوا سره په ګډېدو کې د چاودنې خطر لرونکی مخلوط جوړوي، چې د اکسي هایډروجن (**Oxyhydrogen**) ګاز په نامه یادیږي. دا ګاز هغه مهال د چاودېدو ډېر خطر لري چې د ګاز حجم یې د نسبت په شمېر له اکسیجن سره ۱:۲ وي، یا خو هایډروجن او هوا داسې سره ګډ وي چې ۵ : ۲ ته نږدې وي، ځکه چې اکسیجن د هوا په سلو کې ۲۱ سلنه

جوړوي. همدا راز هایډروجن د اور اخیستو خطر هم لري. که چیري اوبلن هایډروجن د انسان پر پوست توی شي، نو کېدای شي چې د ډېر سوړوالي لامله پوست وسوځوي.

داسې ګڼل کیږي چې له اکسیجن سره د هایډروجن ټینګ مخلوط له ۴ تر **۹۲** سلنې حجمونو پورې دی. له هوا سره په مخلوط کې د حجم له مخې له ۴ تر **۷۵** سلنې دی. دا رقمونه اوسمهال په ډېری مالوماتي کتابونو کې شتون لري او کېدای شي چې په بشپړه توګه د ارزونې لپاره وکارېږي. خو اړینه ده دا په پام کې ولرل شي چې وروستیو څېړنو (تخمینن د اتیایمو زېږدي کلونو پای) دا مالومه کړې چې کېدای شي هایډروجن په لویو حجمونو سره په لږ ټینګوالي (غلظت) کې هم خطرناک وي. څومره چې د هایډروجن حجم زیات وي هماغومره یې د لږ ټینګوالی خطر ډېر دی.

د دې ډېرې خپرې شوې تېروتنې سرچینه په دې کې ده چې د هایډروجن چاودنیز خطر په لږو حجمونو سره په لابراتوارونو کې څېړل کېده. لکه څنګه چې له اکسیجن سره د هایډروجن تعامل یو ځنځیري کیمیایي تعامل دی، چې په ازاد راډیکالي میکانیزم سره ترسره کیږي، پر دېوالونو باندې د ازادو راډیکالونو «وژنه» (یا په بله وینا د کوشنیو ذرو له پاسه) د ځنځیر د ادامې لپاره بحراني ده.

کارونه یې

اتومي هایډروجن په اتومي-هایډروجني ولډینګ کې کاریږي.

په کیمیایي صنعت کې: د امونیا NH_3 ، میتانول CH_3OH ، صابون او پلاستیک په جوړولو کې کاریږي.

- د خوارکتوکیو په صنعت کې: له اوبلنو نباتي غوړیو څخه د مارګرین په نامه غوړیو جوړولو کې ترې کار اخیستل کیږي.

- هایډروجن د خوراکي زیاتوونکي توکي E۹٤۹ په توګه ثبت شوی دی (پوښل شوی ګاز) . پر خوراکتوکیو د زیاتوونکیو په نوملړ کې ګډون لري، او د روسیې په فدراسیون کې د خوراکتوکیو په صعنت کې، د خوراکتوکیو په تولید کې د مرستندوی توکي د کارولو اجازه ورکړل شوې ده.

په هوايي صنعت کې: هایډروجن ډېر سپک ګاز دی او په هوا کې تل پورته کیږي. په پخوا وختونو کې هوايي بالونونه «دیریژابلونه» او لویې هوايي پوکنۍ له هایډروجنه ډکېدې. خو د ۲۰ پېړۍ په دېرشمو کلونو کې څو ناورینونه پېښ شول چې په بهیر کې یې هایډروجن لرونکي هوايي بالونونه وچاودېدل او وسوځېدل. په اوسني وخت کې هوايي بالونونه له هیلیم He ګازه ډکیږي، له دې سره سره چې د دې ګاز بیه لوړه هم ده.

په هوا پېژندنه کې: په هواپېژندنه کې د الوتونکیو بالونونو (Balloon (aircraft)) د ډکولو لپاره ترې کار اخیستل کیږي.

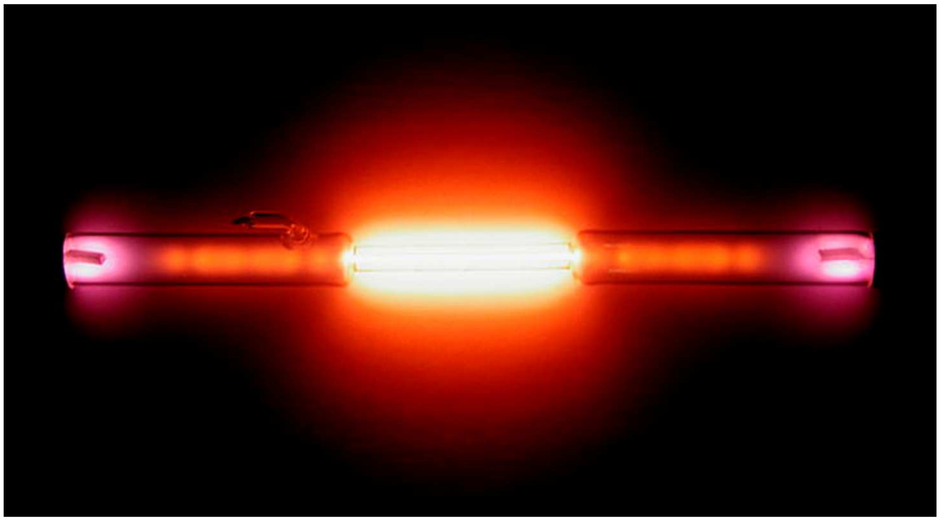
د سونتوکي په توګه: هایډروجن د توغندیو د سونتوکیو په توګه کاریږي.

په اوسني وخت کې داسې څېړنې روانې دي چې له هایډروجن څخه د کوشنیو (تېزرفتارو) او بارکښو موټرونو د سونتوکي په توګه کار واخیستل شي. د دننني سون (احتراق داخلي) انجنونو کې د هایډروجن کارولو په پایله کې هوا ته وتونکي مضر ګازونه چاپیریال دومره نه ککړوي (په دې توګه د هایډروجن کارونه د ده د لاس ته راوړلو، د ده د کښېکاږلو او لېږدولو د لګښتونو ټیټه اغېزمنتیا ستونزمنوي) . له ایکالوجیکي پلوه برېښموټرونه (موترهای برقي) ډېر ښه دي، همدا راز د سټیرلینګ د تودوخیزې انرژۍ انجن (Stirling engine) هم راتلونکې لري. هایډروجن د پیاوړیو برېښنا زېږوونکیو جنراټورونو د سړولو لپاره کاریږي.

۲. هیلیم

هیلیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د لومړۍ دورې دویم عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۲ او سېمبول یې He دی. هیلیم د نجیبه ګازونو د ګروپ په سر کې دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (Helium)، په انګرېزي کې (Helium) او په روسي ژبه کې (Ге́лий) دی. د ثبت د سي اې اېس (CAS) شمېره یې (۷-۵۹-۷۴۴۰) ده. دا یو نجیبه، کمپېښه، یو اتومه، بې رنګه، بې خونده او بې بویه ګاز دی. هیلیم زهري ګاز نه دی.

دا یو له هغو عنصرونو څخه دی چې په کایناتو کې ډېر خپور شوی. دا عنصر د ډېروالي له پلوه تر هایډروجن وروسته دویم ځای لري. همدا راز د سپکوالي له پلوه هم تر هایډروجن وروسته دویم کیمیایي توکی دی. هیلیم له طبیعي ګاز څخه د تودوخې د ټیټې درجې وېش، چې د تجزیه یي تقطیر په نامه یادېږي، پر مټ لاس ته راځي.



انځور: هیلیم یو نجیبه، کمپېښه، یو اتومه، بې رنګه، بې خونده او بې بویه ګاز دی

تاريخچه يې

پرانسي پوهاند، ستورپوه «پيېر ژول سيزار جانسين» (۱۸۲۴-۱۹۰۷)، د ۱۸۶۸ ز کال د اگست پر ۱۸ په داسې حال کې چې د هند د گونتور په ښار کې وو، د لمر د بشپړ تندر (کسوف) نيونې پر مهال لومړی ځل د لمر بهرنی قشر (کروموسفير) وڅېړه. «جانسين» وکولای شول چې سپيکتروسکوپ (spectroscope) داسې عيار کړي چې د لمر د اتموسفير د بهرنيو قشرونو لړۍ کېدای شو نه يوازې د لمر په کسوف کې، بلکې په عادي ورځو کې هم وليدل شي. پر دې بله ورځ د لمر د برجستگيو (وتليو ځايونو) لړۍ سپيکتروسکوپۍ ليدنې د هايډروجن له کرښو سره، چې شنې، زرغون-اسماني رنگه او سرې وې، يو ځای ډېره تېينگه زېړه کرښه وموندله چې په لومړي سر کې «جانسين» او د لمر نورو تماشه کوونکيو ستورپوهانو داسې فکر وکړ چې دا د سوډيم D کرښه ده. «جانسين» سملاسي په دې اړه د پرانسې د پوهنو اکاډمۍ ته ليک وليکه. وروسته مالومه شوه چې روښانه زېړه کرښه د لمر په لړۍ کې د سوډيم له کرښې سره نه برابرېږي او تر دې مهاله له ټولو پېژندل شويو او کشف شويو کيميايي عنصرونو څخه يې په يوه پورې هم اړه نه لري.

دوې مياشتې وروسته د اکتوبر پر ۲۰ انگليسي ستورپوه «جوزيف نورمن لوکير» (۱۸۳۶-۱۹۲۰)، چې د خپل پرانسي همکار له طرحو خبر نه وو، په همدې ډول د لمر لړۍ څېړنه وکړه . ده يوه نامالومه زېړه کرښه ومونده چې د څپې اوږدوالی يې ۵۸۸ نانومتره وو (ډېر کره يې ۵۸۷,۵۶) نانومتره وو. ده هغه په D_3 په نښه کړه، ځکه چې هغه د سوډيم د فرانهوفير کرښو (Fraunhofer lines) (۵۹ , ۵۸۹ نانومتره) D_1 او (۹۹, ۵۸۸ نانومتره) D_2 ته ډېره نږدې وه. دوه کاله وروسته «لوکير» له انگليسي کيمياپوه «ادوارد فرانکليند» (۱۸۲۵-۱۸۹۹)، چې ده ورسره په همکارۍ کې کار کاوه، سره په گډه وړانديز وکړ چې نوي عنصر ته دې د «هيليم» نوم ورکړ شي. د هيليم ويي د لرغونې يوناني ژبې له «هيليوس» (Helios) څخه اخيستل شوی چې د «لمر» په مانا دی.

په زړه پورې ده چې د «جانسين» او «لوکير» ليکونه پر يوه ورځ ، يانې د ۱۸۶۸ ز کال د اکتوبر پر ۲۴ د پرانسې پوهنو اکاډمۍ ته ورسېدل، خو د «لوکير» ليکونه، چې ده څلور ورځې دمخه ليکلي ول، څو ساعته مخکې ورسېدل . پر دې بله ورځ دواړه ليکونه د اکاډمۍ په غونډه کې ولوستل شول. د پرانسې د پوهنو اکاډمۍ پرېکړه وکړه چې د لمر د برجستګيو د څېړنې د نوي مېتود په وياړ مډال ووهي (جوړ کړي) . د مډال پر يو مخ د «جانسين» او «لوکير» انځورونه د غار ونې (**Laurus nobilis**) د څانګو له پاسه او پر بل مخ يې د لرغوني يونان په اسطورو کې د رڼا او لمر د خدايګوټي اپولو (**Apollo**)، چې د څلورو اسونو اسګاډۍ اداره کوي، انځور وکښل شو .

پر ۱۸۸۱ ز کال ايټالوي فيزيکپوه، زلزله پوه او هواپوه «لويجي پالميري» (۱۸۰۷-۱۸۹۶) د اورشيندو غرونو په ګازونو کې د هيليم د کشفولو په اړه خبر چاپ کړ . ده يو نرۍ زېړ غوړين توکی، چې د ويزويو (**Vesuvio**) اورشيند غره د ګازونو له دارو څخه د مورۍ (خولې) شاوخوا ته توی شوی وو ، وڅېړه . «پالميري» د اورشيند غره دا توکی پر ګازي منقل کېښود ، سورې به يې پکې کول او له هغوی څخه يې د ګازونو د وتلو لړۍ کتله . پوهنيزو کړيو پر دې خبر باور ونه کړ، ځکه چې «پالميري» خپله تجربه واضيحه نه وه بيان کړې . ډېر کلونه وروسته د ياد شوي نري زېړ رنګ توکي «فومارول» (**fumarole**) په ترکيب کې په رښتيا هم يوه کچه هيليم او ارګون **Ar** وموندل شول.

هيليم تر لومړني کشف ۲۷ کاله وروسته سکاټلېنډي کيمياپوه، پر ۱۹۰۴ ز کال د کيميا په څانګه کې د نوبل ډالۍ ګټونکي «ويليام رمزي» (۱۸۵۲-۱۹۱۶) پر **۱۸۹۵** ز کال په ځمکه کې وموند . ده هغه مهال د کليويټ (**Cleveite**) مينرال د تجزيې پر مهال تر لاسه کړې ګاز بېلګه وڅېړله او په هغه کې يې هماغه تکه زېړه کرښه ومونده، چې پخوا د لمر په لړۍ کې موندل شوې وه. د ګاز دا بېلګه د اضافي څېړنې لپاره انګليسي کيمياپوه او فيزيکپوه «ويليام کرووکس» (۱۸۳۲-۱۹۱۹) ته واستول شوه او هغه دا پخلې وکړ چې د توکي په بېلګه کې زېړه کرښه له هيليم D_3 سره برابرښت لري. د **۱۸۹۵** ز کال د مارچ پر ۲۳ «رمزي» د

لندن شاهي ټولنې ته دا خبر واستاوه چې ده پر ځمکه هيليم کشف کړ، همدا راز يې د نامتو پرانسي کيمياپوه «پيېر ايژين مارسيلين بيرتلټ» (۱۸۲۷-۱۹۰۷) له لارې د پرانسې د پوهنو اکاډمۍ ته هم خبر ورکړ.

سويډني کيمياپوهانو «پيېر تيوډور کليوي» (۱۸۴۰-۱۹۰۵) او «ن. لېنگلې» وکړای شول چې له کليوييټ مينرال څخه په پوره کچه دومره گاز وباسي چې د نوي عنصر اتومي وزن پرې وټاکل شي.

پر ۱۸۹۲ ز کال «هاينريش کايزر»، «زيگبرگ فريډلينډر» او تر دې دوه کاله وروسته «ادوارد بېلک» په اتموسفير کې د هيليم شتون زباد کړ. تر «رمزي» مخکې لا امريکايي کيمياپوه «ويليام فرېنسيس هيلي برېنډ» (۱۸۵۳- ۱۹۲۵) هيليم بېل کړی وو، خو ده په تېروتنې سره داسې گڼله چې ده نايټروجن لاس ته راوړی او په ليک کې يې «رمزي» ته ليکلي وو چې د کشف لومړيتوب يې ستا دی.

«رمزي» په داسې حال کې چې بېلابېل توکي يې څېړل، دا مالومه کړه چې په دغو توکيو کې له هيليم سره يورانيم او توريم هم ملگري دي، خو ډېر کلونه وروسته يانې پر ۱۹۰۲ ز کال برتانوي فيزيکپوه «ارنست رادرفورډ» (۱۸۷۱-۱۹۳۷) او «رويډس» دا مالومه کړه چې د راديواکتيفي عنصرونو الفا-ذرې د هيليم هستې دي. دې څېړنو د اتوم د جوړښت د اوسنۍ تيورۍ بنسټ کېښود.

پر ۱۹۱۳ ز کال د فيزيک په څانگه کې د نوبل ډالۍ گټونکي هالېنډي فيزيکپوه او کيمياپوه «هېيک کاميرلينگ اونيس» (۱۸۵۳-۱۹۲۶) پر ۱۹۰۸ ز کال وکولای شول چې د خپک کولو (**choking**) له لارې اوبلن هيليم تر لاسه کړي. اوږده موده هڅې کېدې چې جامد هيليم تر لاسه شي، ان د تودوخې په ۰٫۷۱ کيليون درجه کې هم د «کاميرلينگ اونيس» شاگرد الماني فيزيکپوه «ويليم هينډريک کيسوم» (۱۸۷۶-۱۹۵۶) ونه شو کړای چې کوم څه تر لاسه کړي. يوازې يې پر ۱۹۲۶ ز کال وکولای شول چې تر ۳۵ اتموسفير څخه

لوړ فشار په کارولو سره کېکنبل شوی هیلیم سوړ کړي او د اوبلن هیلیم په خنثا کولو سره يې بلورونه بېل کړي.

پر ۱۹۳۲ ز کال «کیسوم» له تودوخې سره د اوبلن هیلیم د تودوخې د ظرفیت د بدلون خاصیت وڅېړه. ده دا مالومه کړه چې نږدې په ۲٫۱۹ کیلوین درجې سره د تودوخې د ظرفیت ورو ورو لوړوالی په ناڅاپي لوېدنې سره بدلون مومي او د تودوخې کوږ ظرفیت د یوناني ژبې د (λ) لېمبدا (Lambda) توري بڼه غوره کوي. له همدې لامله هغې تودوخې ته، چې په هغې کې د تودوخې ظرفیت ژور بدلون مومي، د «λ لېمبدا ټکی» فرضي نوم ورکړ شوی دی.

پر ۱۹۳۸ ز کال شوروي فیزیکپوه اکاډمیسین «پیوتر لیونیدوویچ کاپیڅه» (۱۸۹۴-۱۹۸۴) د اوبلن هیلیم-۲ د بهېدو د لوړې کچې وړتیا کشف کړه چې دا بهېدنه د خټنې (خټوالي) د ضریب په ژوره ټیټېدنه کې ده چې لامله يې هیلیم بې له احتکاکه بهیږي.

د نامه ریښه يې

د هیلیم ویې د یوناني ژبې له «هیلیوس» (Helios) یانې «لمر» او په انګرېزي کې (Helios) یانې «د لمر خدایګوټي» په مانا دی. دا فاکټ د پاموړ دی چې د دې عنصر لپاره داسې یو نوم کارېدلی چې په ټوله کې د فلزونو لپاره کارېږي (د کلمې د پای برخه یا روستاړی «-um» «Helium»)، دا ځکه چې «لوکیر» داسې اټکل کاوه چې ده کشف کړی عنصر فلز دی، په داسې حال کې چې هغه ګاز وو. د نورو نجیبه ګازونو د نومونو په پام کې لرلو سره دا منطقي وه چې پر ده د «هیلیون» («Helion») نوم اېښودل شوی وای. په اوسنۍ پوهنه کې د «هیلیون» نوم د هیلیم د سپک ایزوټوپ، هیلیم-۳ د هستې له نامه سره تړاو لري.

په کایناتو کې د هیلیم شتون

هیلیم په پېنۍ (کایناتو) کې د خپرېدو له پلوه تر هایډروجن وروسته دویم ځای لري او د کتلې له پلوه یې په سلو کې ۲۳ سلنه نیولې ده . خو په ځمکه کې هیلیم کمپېښنه (کمیابه) دی . د کایناتو ټول هیلیم د سترې چاودنې (**Big Bang**) تر ترسره کېدو وروسته د څو دقیقو په بهیر کې، د هستو د لومړني سینتېز پر مهال جوړ شوی دی. په اوسنۍ پېنۍ کې نږدې ټول نوی هیلیم د ستوریو تر پاسني قشر لاندې برخه کې د هستې یې سینتېز (هستې یې تعامل) په پایله کې له هایډروجن څخه جوړیږي. په ځمکه کې هیلیم د درنو عنصرونو د الفا - تجزیې په پایله کې جوړیږي. (الفا ذرې چې د الفا - تجزیې پر مهال وړانګې خپروي، البته د هیلیم-۴ هسته ده) . د هیلیم یوه برخه چې د الفا - تجزیې پر مهال راپیدا کیږي او د ځمکې پاسني قشر ته ورننوزي ، د طبیعي ګاز له خوا نیول کیږي . په طبیعي ګاز کې د هیلیم کچه کېدای شي چې د حجم په سلو کې ۷ سلنه او تر دې هم لوړه وي.

د ځمکې په پاسني قشر کې

د اتم ګروپ په اډانه کې هیلیم د ځمکې په پاسني قشر کې د څومره والي له پلوه تر ارګون **Ar** وروسته دویم ځای لري.

په اتموسفیر کې د هیلیم کچه (د اکټینیم **Ac**، توریم **Th**، یورانیم **U** د تجزیې په پایله کې جوړیږي) د حجم له پلوه $۵,۲۷\cdot۱۰^{-۴}$ سلنه او د کتلې له پلوه $۷,۲۴\cdot۱۰^{-۵}$ سلنه دی . په اتموسفیر، لیتوسفیر او هایډروسفیر کې د هیلیم زېرمې $۵\cdot۱۰^{۱۴}$ M, مترمکعبه کیږي . هیلیم لرونکي طبیعي ګازونه له قاعدې سره سم د حجم په شمېر تر ۲ سلنې پورې هیلیم لري . داسې ګازونه ډېر لږ لیدل کیږي چې په هغوی کې دې د هیلیم کچه له ۸ تر ۱۲ سلنې وي.

په ځمکني توکي کې د هیلیم منځنۍ کچه د توکي په یو کیلوګرام کې ۰,۰۰۳ میلي ګرامه، یا په بل شمېر په یو ټن کې ۰,۰۰۳ ګرامه ده . د هیلیم تر ټولو ډېره کچه په داسې مینرالونو

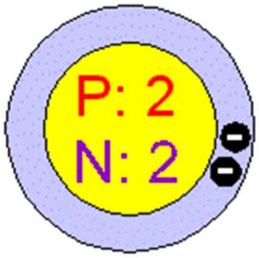
کې شتون لري چې یورانیم، توریم او ساماریم ولري، لکه په کلیوییټ، فیرګوسون، سامارسکیټ $(YFe^{3+}Fe^{2+}U,Th,Ca)_2(Nb,Ta)_2O_8$، ګاډولینیټ $(Ce,La,Nd,Y)_2FeBe_2Si_2O_{10}$، مونازیټ $(Ce, La, Nd, Th)PO_4$ (په هند او برازیل کې د مونازیټ شګې) او توریانیټ ThO_2 کې. د دغو مینرالونو په یو کیلوګرام کې د هیلیم کچه له ۰,۸ څخه تر ۳,۵ لیتره ده (بناییي چې کیلوګرام وي)، خو د توریانیټ په یو کیلوګرام کې یې کچه بیا ۱۰,۵ لیټره ده. دا هیلیم رادیوجینیک دی او یوازې د ^4He ایزوتوپ لري. دا هیلیم له الفا- ذرو، چې د یورانیم، توریم او د دوی د فرعي رادیو ایزوټوپونو د الفا-تجزیې پر مهال وړانګه ورکول کیږي، څخه جوړیږي.

د هیلیم اتوم

د هیلیم د اتوم هسته له ۲ پروتونونو او ۲ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۲ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم د هایډروجن تر هغه ډېر سپک، چې یو پروتون او یو الکترون لري، هم کوشنی دی، ځکه چې د هیلیم د هستې د جاذبې ډېر ځواک الکترونونه ځان ته ډېر نږدې راجذبوي. الکترونونه د هستې پر شاوخوا پر حلقوي مدار باندې څرخي او «وریځ» جوړوي او دا د الکترنونو د شتون ځای ګڼل کیږي. د هیلیم ایزوټوپونه، چې ۲ پروتونونه او ۲ الکترونونه لري، کولای شي چې له یو څخه تر څلورو پورې نیوترونونه ولري. د هیلیم د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۱ ده، یانې چې یوه انرژیکي سویه لري. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۴ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د هیلیم اتومي کتله ۴,۰۰۲۶۰۲ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $1s^2$ سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمايي قطر یې ۳۱ پ. م دی.



انځور: د هیلیم د اتوم جوړښت

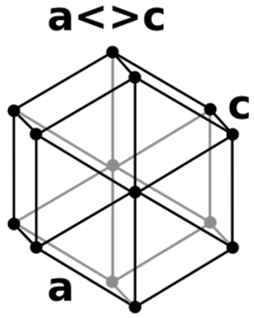
فیزیکي خواص یې

- د هیلیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې ۰,۱۴۷ گرامه دی.
- د ویلي کېدو درجه یې د س. گ په شمېر منفي ۲۷۲,۲۰- ده. (د ک په شمېر ۰,۹۵ ده. البته په ۲,۵ میگاپاسکاله فشار کې).
- د اېشېدو درجه یې د س. گ په شمېر منفي ۲۶۸,۹۲۸- ده. (د ک په شمېر ۴,۲۲۲ ده).
- د بړاس تودوالی یې ۰,۰۸ کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې ۲۰,۷۹ جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې ۳۱,۸ س. م. م\موله دی.

هیلیم یو نجیبه او کمپېښه کیمیایي عنصر دی. دا یو ساده توکی، زهري نه دی، رنگ، بوی او خوند نه لري. په عادي شرایطو کې یو اتومه گاز دی. د ویلي کېدو ټکی یې د ^{4}He لپاره (T = ۴,۲۱۵ K) دی، چې د ټولو ساده توکیو له شمېر څخه تر ټولو ټیټ دی. جامد هیلیم یوازې تر ۲۵ اتموسفیر څخه لوړ فشار کې تر لاسه شوی، د اتموسفیر په فشار کې جامد فاز ته نه تېرېږي، ان که د تودوخې درجه مطلق صفر هم وي. د هیلیم د لږو کیمیایي مرکبونو د جوړولو لپاره غیر عادي او پېچلي شرایط اړین دي، دوی ټول په عادي شرایطو کې پایښت نه لري.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د هيليم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډيز (هيګزاګونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې a=۳,۵۷۰ Å; c=۵,۸٤ انګسترومه دي.



انځور: د هيليم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډيز (هيګزاګونال) سېستم لري

کيمياي خواص يې

- د هيليم کووالينسي نيم قطر ۲۸ پ. م دی.
- د ايون نيمايي قطر يې ۹۳ پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې ۴,۵ پاولينګه دی.
- الکترودي ځواک يې صفر ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو (اکسيډېشن) درجه يې صفر ده.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې ۲۳۲۱,۳ کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمېر (۲۴,۴۷) الکترون ولټه ده.

هيليم د دوره يي جدول د ۸ ګروپ (نجيبه ګازونو) تر ټولو لږ کيميايي فعال عنصر دی. د ده ډېر مرکبونه يوازې د ګاز په فاز کې د برېښنايي متحرکو ماليکولونو په بڼه شتون لري، هغه ماليکولونه چې الکتروني تحريک شوی حالت يې پايښت لري، خو اصلي حالت يې

پایښت نه لري. هیلیم دوه اتومه مالیکولونه He_2^+، هیلیم فلورایډ HeF، هیلیم کلورایډ HeCl جوړوي. برېښنایي متحرک مالیکولونه د برېښنايي خنثا والي، یا هم له فلورایډ یا کلورایډ سره د هیلیم په مخلوط باندې د ماورای چوڼیا وړانگو تراغېز لاندې جوړیږي.

د هیلیم د مالیکولي ایون He_2^+ د اړیکي انرژي ۵۸ کیلوکالوري\موله ده، چې د هستو تر منځ واټن یې له ۱,۰۹ Å سره مساوي ده. د هیلیم د LiHe کیمیایي مرکب پېژندل شوی دی .

په گازي فاز کې د هیلیم خواص

هیلیم په عادي شرایطو کې د یو ایډیالي (مثالي) گاز په توگه چلند کوي. دی په ټولو شرایطو کې یو اتومه توکی دی. په عادي شرایطو کې یې کثافت په یو مترمکعب کې ۰,۱۷۸۴۷ کیلوگرامه دی. د برېښنا تېرولو وړتیا یې په یو متر کیلوین کې ۱۴۳۷ ,۰ واټه ده، چې تر نورو ټولو گازونو (پرته له هایډروجنه) زیاته ده. د تودوخې ظرفیت یې ډېر لوړ دی او (c_p = ۵,۲۳ кДж⁄(кг·К)) کیلوجوله \کیلوگرام کیلوینه ده . د پرتلې لپاره ۱۴,۲۳ کیلوجوله\کیلوگرام کیلوین د هایډروجن H_2 لپاره ده.

که چیرې له هیلیم څخه کومه میله ډکه شي او برېښنایي بهیر ورپرې ښودل شي، نو د بېلابېلو رنگونو لیکې او لړۍ به پکې راپیدا شي، چې په میله کې د گاز په فشار پورې اړه لري. زیاتره د هیلیم د لړۍ د لیدلو وړ رڼا زېړ رنگ لري. د فشار له کمېدو سره سم گلابي، نارنجي، زېړ ، تېینگ زېړ، زېړ- زرغون وزمه او زرغون رنگونه هم بدلیږي. دا له دې لامله چې د هیلیم په لړۍ (لیکو) کې څو خړې لیکې شتون لري چې د لړۍ د تر سره لاندې رنگ (Infrared) او تر چوڼیا پاس رنگ ترمنځ ډگر کې شتون لري. د فشار کمېدل د الکترون د خپلواکې منډې واټن زیاتوي، مانا دا چې د هیلیم له اتوم سره د ټکر پر مهال یې انرژي ډېروي. دا پېښه اتومونه له ډېرې انرژۍ سره تحریکوي چې په پایله کې یې د ساحې لیکې له تر سره لاندې رنگ څنډې څخه تر چوڼیا رنگ پاس څنډې ته لېږدوي.

د هیلیم ښه ځېرل شوی سپیکټروم په خپل منځ کې ډېرې ښلابېلې خړې کرښې لري چې یو شمېر یې یوګونې (^1S) او بل شمېر یې درې ګونې (^3S) دي، ځکه خو د ۱۹ پېړۍ په پای کې «لوکیر»، الماني شمېرپوه او فیزیکپوه «کارل ډېویډ تولمي رونګي» (۱۸۵۲-۱۹۲۷) او بل الماني فیزیکپوه «لویس کارل هاینریش فریدریش پاشین» (۱۸۲۵-۱۹۴۷) ته وړاندیز وکړ چې هیلیم د دوو ګازونو له مخلوطه جوړ دی. یوه یې په سپیکټروم (ساحه) کې زېړه کرښه لرله چې ۵۸۷,۵۲ نانومتره وه. بل یې زرغونه کرښه لرله چې ۵۰۱,۲ نانومتره وه. دوی وړاندیز وکړ چې دا دویم ګاز دې د استیریم (**Asterium**) په نامه ونومول شي چې له یوناني ژبې څخه رااخیستل شوی او د ستوریز (د ستوري) مانا لري. خو «ویلیام رمزی» او انګلیسي کیمیاپوه «موریس ویلیام ترېویرس» (۱۸۷۲-۱۹۶۱) وښوده چې د هیلیم ساحه (سپیکټروم) په شرایطو پورې اړه لري، هغه دا چې د ګاز د فشار په ۷-۸ میلي متره سیماب کې زېړه کرښه ډېره تکه زېړه وي. د فشار له کمېدو سره د زرغونې کرښې شدت زیاتیږي. د هیلیم د اتوم ساحې الماني فیزیکپوه، د کوانټومي میکانیک له جوړوونکیو او پر ۱۹۳۲ ز کال د فیزیک په څانګه کې د نوبل ډالۍ ګټونکي «ویرنر کارل هایزنبرګ» (۱۹۰۱-۱۹۷۶) پر ۱۹۲۶ ز کال تشریح کړې. سپیکټروم (ساحه) په اتوم کې د الکترونونو د سپینونو (**spin**) په دوه اړخیز لوري پورې اړه لري، هغه اتوم چې پر مخالفو لوریو لېږدول شویو سپینونو درلودونکی وي (اوپتیکي ساحې ته زرغونه کرښه ورکوي) د پاراهیلیم (**parahelium**) په نامه یاد شوی، او هغه اتوم چې پر یوه سیده کرښه واقع شوي سپینونه لري (په ساحه کې زېړه کرښه لري) د اورتوهیلیم (**orthohelium**) په نامه یادیږي. د پاراهیلیم کرښې یوازینۍ (ګوښې) دي، د اورتوهیلیم هغه درې ګونې دي. د هیلیم اتوم په عادي شرایطو کې په یوګونې حالت کې دی. د دې لپاره چې د هیلیم اتوم درې ګونې حالت ته راوړل شي اړینه ده چې پر کار یې ۱۹,۷۷ الکترون ولټه انرژۍ لګښت شي. له درې ګونې حالت څخه یوګونې حالت ته د هیلیم د اتوم پخپل سر تېرېدنه ډېره لږ پېښیږي. دا حالت چې ډېر ژور حالت ته یې تېرېدنه ترسره کیږي په خپل ماهیت کې لږ احتمالي دی. له لږ باثباته حالت څخه باثبات حالت ته د اتوم ایستل له دې لارې کېدای شي

چې پر اتوم له بهره اغېز وشي، (د هيليم يوګونی حالت) چې د الکترونونو سپينونه يې له يو بل سره مخالف لوري ته لېږدول شوي وي، د سپينونو مجموعي شېبه يې له صفر سره برابره ده. په درې ګوني حالت کې (اورتوهيليم) د الکترونونو سپينونه پر يوه سيده کرښه واقع وي، چې د سپينونو مجموعي شېبه يې له يوه سره مساوي ده. د پاولي د بنديز يا غير امکان قاعده (**Pauli exclusion principle**) دا منع کوي چې دوه الکترونونه په يو ډول (يوه) کوانتومي شمېره کې واقع وي، ځکه خو د اورتوهيليم د ټيټ ترين انرژيکي حالت الکترونونه، چې يو ډول سپينونه ولري، دې ته اړوتي چې بېلابېلې لويې (وړانګيزې) کوانتومي شمېرې ولري. لکه دا چې يو الکترون په **۱s** اوربيتال کې، دويم د **۲s** اوربيتال له هستې څخه لري (د قشر حالت يې **۱s۲s**) ځای پر ځای دی. د پاراهيليم دواړه الکترونونه په **۱s** حالت کې قرار لري (د قشر حالت يې $۱s^{۲}$ دی).

په بې ټکره چاپيريال (د ساري په توګه د ستوريو ترمنځ ګاز) کې له ټيټ حالت څخه د اورتوهيليم $۲^{۳}S_{۱}$ اصلي (بنسټيز) حالت پاراهيليم $۱^{۱}S_{۱}$ ته پخپل سر تېرېدنه دوو فوتونونو ته د هممهال وړانګې ورکونې له لارې، يا هم د يو فوتوني دوه قطبي مقناطيسي لېږدېدنې (**M۱**) په پايله کې شونې ده. په دې شرايطو کې د اورتوهيليم د اتوم د ژوند موده د دوه فوتوني تجزيې په مرسته $۲^{۳}S_{۱} \rightarrow ۱^{۱}S_{۱} + ۲\gamma$ دومره **c** $۲,۴۹\cdot۱۰^{۸}$ يا هم **۷,۹** کاله ده. لومړنيو تيوريکي ارزونو دا وښودله چې د دوه قطبي مقناطيسي لېږدېدنې لامله د ژوند موده اوږده ده، مانا دا چې دوه فوتوني تجزيه لاسبرې ده. يوازې تر دريو لسيزو وروسته، د لمر د اتموسفير د بهرنيو قشرونو په ساحو کې هيليم ته ورته ځينو ايونونو د درېګونيو-يوګونيو لېږدېدنو تر ناڅاپي کشف وروسته دا مالومه شوه چې د $۲^{۳}S_{۱}$ حالت يو فوتوني دوه قطبي مقناطيسي تجزيه ډېره احتمالي ده. په دې چينل کې د تجزيې پر مهال د ژوند موده «ټول ټال» **c** $۸\cdot۱۰^{۳}$ ثانيې ده.

اړينه ده وويل شي چې د پاراهيليم $۲^{۱}S_{۱}$ د اتوم د لومړي تحريک شوي حالت د ژوند موده هم د اتومي مقياسونو له مخې ډېره لويه ده. د غوراوي قاعدې د دې حالت لپاره يوه

فوتوني لېږدېدنه $2^{1}S_{1} \rightarrow 1^{1}S_{1} + \gamma$ منع کوي، خو د دوه فوتوني تجزيې لپاره د ژوند موده **۱۹,۵** میکروثانیې ده.

هیلیم د بل هر پېژندل شوي گاز په پرتله په اوبو کې لږ حلیږي. په یو لیتر اوبو کې، چې تودوخه یې ۲۰ س.گ درجې وي، نږدې ۸,۸ میلي لیتره حلیږي (۹,۷۸ میلي لیتره په یو لیتر اوبو کې چې تودوخه یې صفر درجه وي، او ۱۰,۱۰ میلي لیتره په یولیتر اوبو کې چې تودوخه یې ۸۰ س.گ درجې وي، حلیږي). د ایتانول C_2H_6O په یو لیتر کې، د تودوخې په **۱۵** درجو سره، **۲,۸** میلي لیتره، خو که همدغه یو لیتر ایتانول **۲۵** س.گ درجې تودوخه ولري، نو بیا پکې **۳,۲** میلي لیتره حلیږي. تر جامدو اجسامو یې د تېرېدو چټکې تر هوا درې گرایه زیاته ده او تر هایډروجن **۶۵** سلنه لوړه ده.

د هیلیم د ماتېدو ضریب، د بل هر گاز په پرتله صفر ته نږدې دی. دا گاز د چاپېریال د تودوخې په عادي درجه کې د جول-تومسن د اغېز منفي ضریب لري، یانې دا چې دی هغه مهال تودیږي کله چې ده ته د حجم د خپلواکې زیاتېدنې شونتیا ورکړ شي. یوازې د جول-تومسن د تودوخې د بدلون په ټیټ حالت (تخمینن په عادي فشار کې **۴۰** کیلوینه) کې د خپلواکې پراختیا پر مهال سړیږي. تر سړېدو وروسته تر دغې درجې لاندې کېدای شي چې هیلیم په مایع بدل شي، البته د سړېدونکې پراختیا پر مهال. دا سړېدنه د گاز سړوونکې ماشین دیتاندر یا (**turboexpander**) پر مټ ترسره کیږي.

د ټینگ شویو (غلیظو) فازونو خواص یې

هالېنډي فیزیکپوه او کیمیاپوه «هېیک کامیرلینگ اونیس» (**۱۸۵۳-۱۹۲۶**) پر ۱۹۰۸ ز کال لومړی ځل وکولای شول چې اوبلن هیلیم لاس ته راوړي. جامد هیلیم یوازې تر **۲۵** اتموسفیر فشار لاندې په نږدې یو کیلوین تودوخه کې پر **۱۹۲۶** ز کال الماني فیزیکپوه «ویلیم هینډریک کیسوم» (**۱۸۷۶-۱۹۵۶**) لاس ته راوړ. «کیسوم» همدا راز د هیلیم-۴ (^{4}**He**) د فازي لېږدېدنې شتون هم په **۲,۱۷** درجو کیلوین تودوخه کې کشف کړ. ده د

هیلیم -۱ او هیلیم -۲ فازونه تر ۲٫۱۷ کیلوینه ټیټ وبلل. پر ۱۹۳۸ ز کال شوروي فیزیکپوه اکاډمیسین «پیوتر لیونیدوویچ کاپیڅه» (۱۸۹۴-۱۹۸۴) دا مالومه کړه چې هیلیم-۲ ختنه (ختوالی) نه لري. په هیلیم-۳ کې د بهیدا وړتیا یوازې تر ۰٫۰۰۲۲ کیلوین ټیټه تودوخه کې راپیدا کیږي. د بهیدنې زښتې ډیرې وړتیا لرونکی (ډیر بهاند) هیلیم د کوانتومي مایعاتو په ډله پورې اړه لري چې ماکروسکوپي سلوک یې یوازې د کوانتومي میکانیک پر مټ بیانیدای او تشریح کیدای شي. پر ۲۰۰۴ ز کال د جامد هیلیم د ډیر بهاندوالي د کشف په اړه خبر خپور شو، چې د سوپرسولیډ (**Supersolid**) اغیز په نامه یادیږي. خو ګڼ شمیر څیړونکي په دې اند دي چې پر ۲۰۰۴ ز کال کشف شوی اغیز د بلور له زښت ډیر بهاندوالي سره کوم ګډ څه نه لري. په اوسني وخت کې د دغې ښکارندې په رښتوني ماهیت د پوهیدو لپاره ګڼ شمیر ازمایښتي او تیوریکي څیړنې ادامه لري.

ایزوټوپونه یې

په ټوله کې د هیلیم ۹ ایزوټوپونه پیژندل شوي چې د کتلو شمیرې یې له ۲ پیل او پر ۱۰ پای ته رسیږي. طبیعي هیلیم له دوو پایښت لرونکیو ایزوټوپونو جوړ دی چې یو یې د هیلیم-۴ ایزوټوپ دی چې په طبیعت کې یې ډیروالی ۹۹٫۹۹۹۸۲ سلنه دی. بل یې ډیر کمپیښنه د هیلیم-۳ ایزوټوپ دی چې په بیلابیلو طبیعي سرچینو کې یې ډیروالی کیدای شي په ډیرو پراخو بریدونو کې شتون ولري. نور ۱۷ ایزوټوپونه یې مصنوعي رادیواکتیفي دي چې تر ټولو د ډیر اوږده عمر لرونکی یې د He^6 ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۸۰۲٫۷ میکروثانیې دی.

د ځمکې په اتموسفیر کې نږدې ټول شته هیلیم له هیلیم-۴ درانه ایزوټوپه جوړ دی، چې دی بیا د یورانیمو، توریمو، او اکتینیم درنو رادیواکتیفي عنصرونو د الفا- تجزیې په پایله کې جوړیږي. یوازې یوه کوشنۍ برخه یې لرغونې ده، یانې چې میلیاردونه کاله پخوا جوړ شوی. په اتموسفیر کې د He^3 ایزوټوپ کچه ښخي لږده. دا مالومه شوې چې د He^3

ایزوټوپ د هایډروجن د درانه ایزوټوپ تریتیوم ^{3}H د بېتا - تجزیې په پایله کې جوړیږي. دا تجزیه د ځمکې په پاسني کلک قشر او د اتموسفیر په پاسنیو قشرونو کې په یو لړ هسته یي تعاملونو کې پېښیږي.

لاس ته راوړل یې

هیلیم په صنعت کې له هیلیم لرونکیو ګازونو څخه لاس ته راځي. په اوسني وخت کې د هیلیم د تر لاسه کولو لپاره د دې ګاز له کانونو څخه کار اخیستل کیږي، چې شتون یې پکې ۰,۱ < سلنه دی. دا عنصر له نورو ګازونو څخه د ډېرې ژورې سړېدا له لارې بېلیږي. دی تر نورو ټولو ګازونو ډېر په ستونزې سره اوبلنیږي (مایع کیږي) . د ده د سړولو کار د خپک کولو (Throttle) له لارې په څو پړاوونو کې، له کاربون ډای اکسایډ CO_2 او هایډروکاربونونو څخه د پاکولو له لارې ترسره کیږي. په پایله کې د هیلیم، نیون Ne، او هایډروجن H_2 مخلوط جوړیږي. دا مخلوط، چې د خړ هیلیم په نامه یې یادوي، له ۷۰ تر ۹۰ سلنې حجم یې هیلیم دی، له ۴ تر ۵ سلنې هایډروجن څخه د مسو اکسایډ CuO پر مټ د تودوخې په ۶۵۰-۸۰۰ کیلوین درجو کې جلا کیږي.

په روسیه کې هیلیم له طبیعي او نفتي ګازونو څخه لاس ته راوړل کیږي. په اوسني وخت کې هیلیم د روسیې د هیلیمو له کارخانې څخه، چې د «ګازپروم دابیچه ارینبورګ» نومیږي، څخه لاس ته راځي.

پر نړیوال کچ (سطح، مقیاس) د هیلیمو زېرمې ۴۵,۲ میلیارډ مکعبه دي. پر ۲۰۰۳ ز کال په نړۍ کې د هیلیم تولید ۱۱۰ میلیون مکعبه وو چې له دې شمېر څخه یې د امریکا متحدو ایالتونو برخه ۸۷ میلیون متر مکعبه، د الجزایر هغه ۱۲ میلیون متر مکعبه، د روسیې هغه څه د پاسه ۲ میلیون متر مکعبه او د پولېنډ هغه څه د پاسه یو میلیون متر مکعبه وه.

د هیلیم لېږدونه

د ګازي هیلیم د لېږدولو لپاره پولادي بالونونه کارېږي چې قهوه یي ته ورته رنګ لري او په ځانګړیو کانتینرونو کې ځای پر ځای وي. د لېږدولو لپاره کېدای شي چې د ترانسپورټ ټول ډولونه وکاریږي او د ګاز لېږدولو قاعدې باید ورسره مراعت شي.

د اوبلن هیلیم ګاز د لېږدولو لپاره ځانګړي ترانسپورتي لوښي کارېږي. د ټاکلیو قاعدو په مراعتولو سره کېدای شي چې د ده د لېږدولو لپاره د وسپنې لارې، موټریز او نور ترانسپورتي ډولونه وکاریږي. د اوبلن هیلیم لوښي باید هرو مرو په عمودي حالت سره وساتل شي.

انځور: د اوږدې مودې ساتلو لپاره دوه لوښي، چې د هر یوه ځاینښت ۲۵۰ لیټره اوبلن هیلیم دی، کاریږي

کارونه یې

هیلیم ډېر کمپېښنه خواص لري چې له همدې لامله په صنعت او وټه کې په پراخه توګه کاریږي:

- هیلیم په فلز ویلي کولو کې د دفاعي نجیبه ګاز په توګه، د نرو فلزونو په ویلي کولو کې کاریږي.
- هیلیم په خوراکتوکیز صنعت کې د خوراکي زیاتونو E۹۳۹ په توګه کاریږي.
- د سړوونکي توکي (refrigerant) په توګه د ساړو د ډېرو ټیټو درجو د تر لاسه کولو لپاره کاریږي.
- د هوايي ګازي بالونونو (airship or dirigible) ، ایروستاتونو (aerostat) د ډکولو لپاره کاریږي. که چیري د هیلیم کومه کچه د هوايي بالون د پورته کولو پر مهال له هغه څخه ووزي، نو هیڅ خطر نه شي پېښولای، ځکه هیلیم یو داسې ګاز دی چې اور نه اخلي. (هایډروجن د اور اخیستو خطر لري).
- د هغو لامبوزنو، چې تر اوبو لاندې لامبو وهي، یا تر اوبو لاندې ببړیو کې څېړنې کوي، د هغوی لپاره تر اوبو لاندې تنفسي ګازي مخلوط جوړولو کې کاریږي.
- هوايي پوکنۍ او د هوا پېژندنې بالونونه ترې ډکیږي.
- د په بربښنا چارج کېدونکې ګازنلکۍ ترې ډکیږي.
- په ځینو اټومي بټیو کې د تودوخه وړونکي په توګه کاریږي.
- په نللیکو او کړایانو کې د سوریو (لیکونو) د پیدا کولو لپاره کاریږي.
- د هیلیم ګاز په هیلیمي - نیوني لایزر کې د کاري کتلې (Working mass) د یوې برخې په توګه کاریږي.
- د هیلیم د ^{3}He ایزوټوپ د نیوتروني څېړنې په تخنیک کې د قطب مالوموونکي په توګه کاریږي.
- د ^{3}He ایزوټوپ د هستهیي انرژۍ لپاره داسې سونتوکی دی چې راتلونکې لري.

انځور : اوسنی هوايي بالون (airship or dirigible) له هیلیم ګازه ډکیږي او هوا ته پورته کیږي

هیلیم په ځمکپېژندنه (جیولوجۍ) کې

هیلیم د ځمکپېژندونکو لپاره يو ښه لارښود دی. د هیلیم د لټونې پر مټ کېدای شي د ځمکې ژور چاودونه او سره جلا شوي ځايونه د ځمکې پر مخ مالوم کړای شي. دا ګاز د راديواکتيفي عنصرونو د تجزيې د محصول په توګه، چې د ځمکې پاسنی قشر مشبوع کوي، د چاودونو او چاکونو له لارې له ځمکې څخه راوزي او اتموسفير ته پورته کیږي. دغسې چاودونو ته نږدې، په تېره بيا د هغوی د يو بل قطع کولو په ځايونو کې د هیلیم ټينګوالی (غلظت) ډېر دی. دا ښکارنده لومړی ځل د شوروي اتحاد د جيوفيزيکپوه «يانيخکي ايګور نيکولاېويچ» له خوا د يورانيمو د کاني ډبرو د لټون پر مهال مالومه شوې وه. دا مېتود د ځمکې د ژور جوړښت د څېړنې، د رنګه او کمپېښنه فلزونو د کاني ډبرو د لټون لپاره کاريږي.

په ستورپوهنه کې: د هیلیم په ویاړ یو گرزنده ستورگی (وړوکی ستوری، (**Asteroid**)) د هیلیو (**۸۹۵**) په نامه نومول شوی دی. دغه گرزنده ستورگی پر **۱۹۱۸** ز کال کشف شوی وو.

۳. لیتیم

لیتیم د کیمیایي عنصرونو د دوره يي جدول د دویمې دورې یو عنصر دی چې اټومي شمېره یې **۳** او سېمبول یې **Li** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Lithium**)، په انگلیسي کې (**Lithium**) او په روسي ژبه کې (**Ли́тий**) دی. دا یو نرم الکلي فلز دی چې سپینو زرو ته ورته رنگ لري او د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې(**۲-۹۳-۷۴۳۹**) ده.

انځور: لیتیم یو نرم الکلي فلز دی چې سپینو زرو ته ورته رنگ لري

تاریخچه یې

لیتیم پر ۱۸۱۷ ز کال سویډني کیمیاپوه او مینرالپوه «یوهان اوګوست ارفوېډسون» (۱۷۹۲- ۱۸۴۱) لومړی په پیټالیټ $(Li,Na)[Si_4AlO_{10}]$ مینرال کې کشف کړ او وروسته یې بیا په سپوډومین $LiAl[Si_2O_6]$ او لیپیډولیټ $KLi_{1.5}Al_{1.5}[Si_3AlO_{10}](F,OH)_2$ مینرالونو کې وموند. فلزي لیتیم لومړی ځل پر ۱۸۲۵ ز کال انګلیسي کیمیاپوه او فیزیکپوه «همفري ډېوي» (۱۷۷۸-۱۸۲۹) لاس ته راوړ.

د لیتیم نوم د یوناني ژبې له لیتوس (lithos) یانې «ډبره» څخه اخیستل شوی، دا ځکه چې لومړی ځل په ډبرو کې موندل شوی وو. په لومړي سر کې د «لیتیون» په نامه یادېده، خو اوسنی نوم یې د سویډني کیمیاپوه «یونس یاکوب برسیلیوس» (۱۷۷۹-۱۸۴۸) له خوا وړاندیز شوی وو.

په طبیعت کې د لیتیم شتون

لیتیم د جیوکیمیایي خواصو له پلوه په لوی ایون لرونکیو لیتوفیل عنصرونو پورې اړه لري. د لیتوفیل عنصرونو په شمېر کې پوتاسیم، روبیډیم او سیزیم هم راځي. د ځمکې د لویو وچو په پاسني قشر کې د لیتیم کچه په یو ټن کې ۲۱ ګرامه ده. د سمندري او سمندرګیو اوبو په یو لیتر کې یې کچه ۰,۱۷ میلي ګرامه ده.

د لیتیم بنسټیز مینرالونه لیپیډولیټ $KLi_{1.5}Al_{1.5}[Si_3AlO_{10}]\ (F, OH)_2$ او پیروکسین سپوډومین $LiAl\ [Si_2O_6]$ دي. کله چې لیتیم خپلواک مینرالونه جوړ نه کړي، نو په پراخه توګه خپرو شویو مینرالي ډبرو کې د پوتاسیم ځای نیسي (د پوتاسیم دنده ترسره کوي).

د لیتیم د پیدا کېدو او کشف ځایونه د کمپېښه فلزونو له ګرانیټي اینټروزیون (intrusion) سیمو پورې تړل شوي چې په اړیکو کې ورسره لیتیم لرونکي پیګماټیټ

ډېرې وده کوي. یا هم د اېشېدونکیو (سرو) اوبو د محلولونو د پیدا کېدو ځایونه، چې قلع Sn، تنګستن W، بیسموټ Bi او نور فلزونه ولري. اړینه ده په ځانګړې توګه وویل شي چې اونګونیتي-ګرانیتي ډېرې له ماګمایي زېرجد (Topaz) سره ډېر فلورین F_2 او اوبه H_2O لري، په ترکیب کې یې په ډېره کچه بېلابېل کمپېښه عنصرونه شتون لري چې له هغه شمېر څخه لیتیم Li هم دی. د لیتیم د پیدا کېدو بله سرچینه ځینې د اچارو اوبه لرونکي ډېر مالګین جهیلونه دي.

کانونه یې

د لیتیم کانونه (د پیدا کېدو سیمې) په چیلي، بولېویا، د امریکا متحد ایالتونه، ارجنټاین، کانګو، چین، سربیا، او استرالیا کې دي. په روسیه کې د لیتیمو تر ۵۰ سلنې ډېرې زېرمې د کمپېښه فلزونو د راایستلو په سیمو کې دي چې په «مورمنسکایا» ولایت کې شتون لري.

لاس ته راوړل یې

په اوسني وخت کې د فلزي لیتیم د لاس ته راوړلو لپاره د ده طبیعي مینرالونه یا په سولفوریک اسیډ H_2SO_4 کې تجزیه کیږي (چې تېزابي طریقه یې بولي)، یا له کلسیم اکسایډ CaO، یا هم له کلسیم کاربوناټ $CaCO_3$ سره یو ځای (چې الکلي طریقه یې بولي) د تودوخې د لوړې درجې پر مټ په یو جامد حالت اړول کیږي، یا هم د پوتاسیم سولفاټ K_2SO_4 پر مټ چاڼل کیږي (چې د مالګې طریقه یې بولي)، تر دې وروسته په اوبو مینځل کیږي. په هر حالت کې له تر لاسه شوي محلول څخه لږ حلېدونکی لیتیم کاربوناټ Li_2CO_3 بېلیږي چې وروسته بیا په لیتیم کلورایډ $LiCl$ اړول کیږي. ویلي شوی لیتیم کلورایډ له پوتاسیم کلورایډ KCl، یا له باریم کلورایډ $BaCl_2$ سره یو ځای (په مخلوط کې) الکترولیز کیږي. دا مالګې د مخلوط د ویلي کولو د تودوخې درجې د ټیټولو لپاره کاریږي:

$2LiCl \rightarrow 2Li + Cl_2 \uparrow$

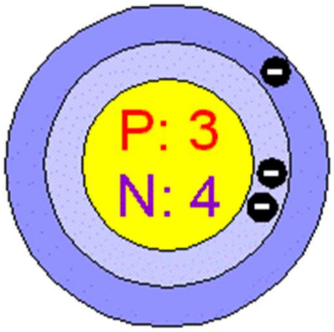
لاس ته راغلی لیتیم تر دې وروسته د خلا تقطیر (تر خلا لاندې تقطیر) (**Vacuum distillation**) پر مټ نږه کیږي.

د لیتیم اتوم

د لیتیم د اتوم هسته کې له ۳ پروتونونو او ۴ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۳ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۲ انرژیکي سوېې لري، په بله وینا د لیتیم د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۲ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲ او په دویمه کې یې ۱ الکترون سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۷ دی.

ا توم نور خواص یې:

- د لیتیم اتومي کتله **۶٫۹۳۸** ؛ **۶٫۹۹۷** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[He]\ 2s^1$ سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمايي قطر یې **۱۴۵** پ. م دی.



انځور: د لیتیم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د لیتیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې ۰,۵۳۴ گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر ۱۸۰,۵۰ ده. (د ک په شمېر ۴۵۳,۲۵ ده).
- د ایشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر ۱۳۳۰ ده. (د ک په شمېر ۱۲۰۳ ده) .
- د ویلي کېدو تودوالی یې ۲,۸۹ کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې ۱۴۸ کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې ۲۴,۸۲ جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې ۱۳,۱ س. م. م\موله دی.

لیتیم سپینو زرو ته ورته رنگ لرونکی فلز دی او قاتېدونکي (کړېدونکی) دی، تر سوډیم کلک، خو تر سرپو نرم دی.

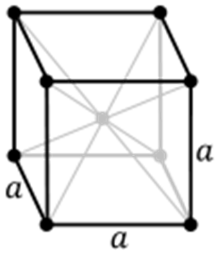
فلزي لیتیم دکوټې د هوا د تودوخې په درجه کې د مکعبي منځډک بلوري سېستم لري (د همغږۍ شمېره یې ۸ ده)، فضایي گروپ (د بلور پېژندنې گروپ) یې m۳m دی.

دا عنصر د ټولو الکلي فلزونو له شمېر څخه د ویلي کېدو او ایشېدو تر ټولو لوړې درجې لري. د ټولو فلزونو له شمېر څخه د کوټې د هوا په تودوخه کې تر ټولو لږ کثافت لري (په یو س. م. م کې ۰,۵۳۳ گرامه دی، د اوبو تر کثافته نږدې دوه گرایه کم دی).

د لیتیم د اتوم کوچنۍ اندازې د فلز ځانگړي خواص راپیدا کوي. د ساري په توگه دی له سوډیم سره یوازې د تودوخې تر ۳۸۰ څخه ټیټو س. گ درجو کې گډېږي، خو له ویلي شوي پوتاسیم، روبیډیم او سیزیم سره نه گډېږي، په داسې حال کې چې د الکلي فلزونو نورې جوړې په هر ډول نسبت کې له یو بل سره گډېږي.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د ليتهيم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي منځډک سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې ۳,۴۹۰ انگسترومه دی.
- د ډيباى د تودوخې درجه يې ۴۰۰ کيلوينه ده.



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

کيميايي خواص يې

- د ليتهيم کووالينسي نيم قطر ۱۳۴ پ. م دی.
- د ايون نيمايي قطر يې ۷۲ (1e+) پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې ۰,۹۸ پاولينگه دی.
- الکترودي ځواک يې ۳,۰۲- ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجه يې ۱+ ده.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې ۵۱۹,۹ کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمېر (۵,۳۹) الکترون ولټه ده.

ليتهيم يو الکلي فلز دی، خو په هوا کې په پرتليزه توگه پايدار دی. له وچې هوا او ان له وچ اکسيجن O_2 سره تر ټولو لږ فعال عنصر دی او د کوټې د هوا د تودوخې په درجه کې تعامل نه کوي. له همدې لامله دی هغه يوازينی الکلي فلز دی چې په خاورو تېلو کې نه ساتل کيږي. د ليتهيم کثافت دومره لږ دی چې که چيرې يې کومه ټوټه په خاورو تېلو کې واچول

شي، نو سر ته يې راپورته کيږي. دا عنصر کېدای شي چې په لنډ مهال سره په ازاده هوا کې پاتې او وساتل شي.

په لنده هوا کې ورو ورو له نايټروجن N_2 او نورو هغو گازونو سره، چې په هوا کې شتون لري، تعامل کوي او په ليتيم نايټرايډ Li_3N، ليتيم هايډروکسايډ $LiOH$ او ليتيم کاربوناټ Li_2CO_3 بدليږي. په اکسيجن کې د تودوخې ورکولو پر مهال سوځي او په ليتيم اکسايډ Li_2O بدليږي. د دې عنصر په زړه پورې خاصيت دا دی چې د تودوخې له ۱۰۰ تر ۳۰۰ س. گ درجو واټن کې په تت اکسايډي قشر پوښل کيږي او نور اکسايډ نه جوړوي. له نورو الکلي فلزونو، چې پايښت لرونکي سوپر اکسايډونه او اوزونيډونه ورکوي، څخه په توپير کې د ليتيم سوپراکسايډ او ليتيم اوزونيډ پايښت لرونکي مرکبونه نه دي.

پر ۱۸۱۸ ز کال الماني کيمياپوه «ليوپولډ گميلين» (۱۷۸۸-۱۸۵۳) دا مالومه کړه چې ليتيم او د ده مالگې لمبې ته ځيگري - سور رنگ ورکوي، دا د ليتيم د نومېرلو د ښه کيفيت نښه ده. د ده د په خپل سر اور اخيستنې د تودوخې درجه د س. گ په شمېر ۳۰۰ شاوخوا کې ده. تر سوځېدو وروسته محصول توکي يې د انسان ستونی او تنفسي جهاز تخريشوي.

له اوبو سره ارام، بې چاودنې او بې اور اخيستنې تعامل کوي او ليتيم هايډروکسايډ $LiOH$ او هايډروجن H_2 جوړوي. همدا راز له ايتانول C_2H_6O (ايتيل الکول) سره تعامل کوي او الکوکسايډ جوړوي. له هايډروجن سره د تودوخې په ۵۰۰-۷۰۰ س. گ درجو کې د تعامل کولو په پايله کې ليتيم هايډرايډ LiH جوړوي، له امونيا NH_3 او هالوجيني عنصرونو سره هم (له ايوډينو I_2 سره بېوازې په تودوخه ورکولو) تعامل کوي. د تودوخې په ۱۳۰ س. گ درجو کې له سولفور S سره تعامل کوي او ليتيم سولفايډ Li_2S جوړوي. په خلا (Vacuum) کې د تودوخې تر ۲۰۰ لوړو س. گ درجو کې له کاربون C سره تعامل کوي او ليتيم کاربيډ Li_2C_2 جوړوي. د تودوخې په ۶۰۰-۷۰۰ س. گ درجو کې له سيليکون Si

سره تعامل کوي او ليتيم سيليسايډ Li_2Si_2 جوړوي. په اوبلنه (مايع) امونيا کې د ساړو په منفي ۴۰-س.گ درجو کې حلېږي او شين محلول جوړوي.

دا عنصر د اوبو په محلول کې تر ټولو ډېر ټيټ ستاندارتي الکترودي ځواک لرى (۳,۰۴۵-) او دا له دې لامله چې د ليتيم د ايون کچه کوشنۍ او د هايډراسيون (hydration reaction) کچه يې لوړه ده.

ليتيم د اوږدې مودې لپاره د پيترولو په ايتر، پارافين، گازولين (بينزين) کې ساتل کيږي او\يا کاني (نفتي) غوړيو کې په داسې فلزي کوتيو کې ساتل کيږي چې ښه کلک سرپټي وي. که چيري فلزي ليتيم د انسان په لانده بدن، پوست، سترگو ولگيږي او ستوني ته ننوزي نو سوځوي يې.

ايزوټوپونه يې

طبيعي ليتيم له دوو پايښت لرونکيو ايزوټوپونو جوړ دی چې هغه يو ^{6}Li ايزوټوپ دی چې ډېروالی يې ۷,۵ سلنه دی. دويم يې د ^{7}Li ايزوټوپ دی چې ډېروالی يې ۹۲,۵ سلنه دی. د ليتيم په ځينو بېلگو کې ايزوټوپي نسبت کېدای شي چې د ايزوټوپونو د طبيعي يا مصنوعي ټوټې کېدنې لامله له منځه يوړل شي. اړينه ده دا د هغو کره کيميايي تجربو او ازماينښتونو پر مهال په پام کې ونيول شي چې ليتيم يا د ده مرکبونه پکې کارېږي. د ليتيم نور ۷ مصنوعي راديواکتيفي ايزوټوپونه او ۲ يې هسته يي ايزوميرونه (ايزوميري حالتونه) هم پېژندل شوي چې د ټولو ۹ ايزوټوپونو د کتلو شمېرې يې له ۳ څخه پيل او پر ۱۲ پای ته رسيږي. له دوی څخه يې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{8}Li ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۰,۸۴۰۳ ثانيې دی.

د ^{7}Li ایزوټوپ یې یو له هغو لږو ایزوټوپونو څخه دی چې د لومړني هسته یي سينتېز پر مهال (یانې چې تر سترې چاودنې وروسته له لومړۍ ثانيې څخه تر دريو دقيقو پورې مهال کې) جوړ شوی دی. د ^{6}Li ایزوټوپ هم د لومړني هسته يي سينتېز پر مهال جوړ شوی دی.

کارونه یې

ترموالکتریکي توکي: د لیتیم سولفیډ Li_2S او د مسو سولفیډ Cu_2S ګډوله فلز د ترموالکتریکي جوړوونکيو توکيو لپاره د برېښنا نيم اغېزمن تېروونکی دی.

د برېښنا کیمیاییي سرچینې: له لیتیم څخه د برېښنا د کیمیاییي سرچینو (پیلونو، بېټریو) انودونه جوړېږي، لکه د پیلونو، بېټریو، چارجېدونکیو بالتیو، لیتیمي-کلوریني بېټریو او داسې نورو انودونه، او د یوځلي کاروني بالتیو، چې جامد الکترولیت لري، انودونه او داسې نور. لیتیم کوبالټاټ او لیتیم مولیبډاټ (Li_2MoO_4) د لیتیمي بېټریو د مثبت الکترود او د انرژۍ د ځایښتوونکي په توګه د کاروني ډېر ښه خواص ښودلي دي.

له لیتیم هایډروکسایډ LiOH څخه د الکلي بېټریو لپاره د الکترولیت په جوړولو کې د یوې ترکیبي برخې په توګه کار اخیستل کیږي. د وسپنیزو-نیکلي، نیکلي-کاډمیمي، نیکلي- جستي بېټریو الکترولیت ته د لیتیم هایډروکسایډ ورګډول د بېټریو د کار موده (استهلاک دوره) درې ګرایه زیاتوي او ځایښت یې ۲۱ سلنه زیاتوي (دا د لیتیم نیکلاټو جوړېدو له برکته). لیتیم الومیناټ $LiAlO_2$، پر سیزیم-بیتا-الومینیم اکسایډ Al_2O_3 سربېره ډېر کلک اغېزمن الکترولیت دی.

د لایزري توکي په توګه: د لیتیم فلورایډ LiF مونوبلورونه (کریستالونه) د لوړ اغېز لرونکيو لایزرونو جوړولو، همدا راز د لوړ کیفیت اوپتیکي وسایلو جوړولو کې کارېږي.

د اکسایډ جوړوونکي په توګه: لیتیم پرکلوراټ $LiClO_4$ د اکسایډکوونکي (اکسایډ جوړوونکي) په توګه کارېږي.

دیفیکتوسکوپي: د لیتیم سولفاټ Li_2SO_4 په دیفیکتوسکوپۍ کې کارېږي.

د اورلوبو څراغونه: د لیتیم نایټراټ $LiNO_3$ د اورلوبو څراغونو (پیروتخنیک) په جوړولو کې کارېږي.

په ګډوله فلزونو کې: لیتیم له سپینو زرو او سرو زرو، همدا راز له مسو سره ګډ ویلې کېږي او د لېم کولو سیم ترې جوړېږي. له مګنیزیم، سکانډیم، مسو، کاډمیم او الومینیم سره د لیتیم ګډ ویلي کول د هوايي تخنیک او تشیال پېژندنې لپاره نوي لرلیدونه لري، ځکه چې دا فلزونه سپک دي. د لیتیم الومیناټ $LiAlO_2$ او لیتیم سیلیکاټ Li_2O_3Si پر بنسټ داسې سیرامیک (Ceramic) جوړ شوي چې د کوټې د هوا د تودوخې په درجه کې کلکېږي، په پوځي نقلیه وسایطو، فلز ویلي کولو کې ترې کار اخیستل کېږي او په راتلونکې کې به په هسته يي انرژۍ کې وکارېږي. هغه ښیښې چې د لیتیم- الومینیم - سیلیکاټ پر بنسټ جوړې شوې وي، ډېرې کلکې وي، البته دا کلکوالی ورته سیلیکون کاربیډ SiC ورکوي. لیتیم له نورو عنصرونو سره د سرپو ګډې ویلي کېدنې او په پایله کې ګډوله فلز ته د کرېډو راکړېډو او د زنګ وهلو په وړاندې د مقاومت وړتیا ورکوي.

په الکترونیکي سامان الاتو کې: سیزیم - لیتیم تریبوراټ په رادیوالکترونیکي سامان الاتو کې د اوپتیکي توکي په توګه کارېږي. د لیتیم نیوباټ $LiNbO_3$ او لیتیم ټېنټالاټ $LiTaO_3$ غیرخطي (nonlinear material) اوپتیکي توکي دي چې په غیرخطي اوپتیک، رڼا او غږپېژندنه (Acousto-optics) او اوپتوالکترونیک کې کارېږي. دا عنصر همدا راز د فلزي هالیډي برېښنايي ګروپونو له ګاز څخه ډکولو پر مهال کارېږي. د دې لپاره چې د الکلي بېټریو د کار موده اوږده شي، نو په الکترولیت کې يې د لیتیم هایډروکسایډ وراضافه کېږي.

په فلز ویلي کولو کې: په توره او رنګه فلزپوهنه (Metallurgy) او فلز ویلي کولو کې لیتیم د ګډوله فلزونو د کشېدو وړتیا د زیاتوالي او کلکوالي په خاطر د فلزونو د بې

اکسیجن کولو لپاره کاریږي . دا فلز کله کله د میټالوترمي (**metallothermy**) مېتودونو پر مټ د کمپښته فلزونو د بشپړلو لپاره کاریږي.

په الومینیمي فلز ویلي کولو کې : د فلزونو د ګډولو په سېستم کې د لیتیم ورګډول دا شونتیا راپیدا کوي چې د الومینیم داسې نوي ګډوله فلزونه تر لاسه شي چې د کلکوالي کچ یې ډېر لوړ وي.

ګډوله فلز ته د لیتیم ورګډول د ګډوله فلز کثافت کموي او د کلکوالي مودول یې لوړوي. که چیري په یو ګډوله فلز کې د لیتیم کچه ۱,۸ سلنه وي، نو د زنګ وهلو په وړاندې د ګډوله فلز مقاومت ټیټ وي، خو که چیري یې په ګډوله فلز کې کچه ۱,۹ سلنه وي، نو په ګډوله فلز کې د زنګ وهلو لامله چاودونه نه راپیدا کیږي. که چیري په ګډوله فلز کې د لیتیم سلنه تر ۲,۳ پورې لوړه شي، نو د ماتېدو او چاودونو راپیدا کېدو احتمال یې ډېریږي. په دې حالت کې یې میکانیکي خواص بدلون مومي، هغه دا چې د کلکوالي او بهېدو بریدونه یې لوړیږي خو د کشېدو وړتیا خواص یې کمیږي.

په اټومي انرژۍ کې: د لیتیم-۶ او لیتیم-۷ ایزوټوپونه بېلابېل اټومي (هسته یي) خواص لري (د تودوخیزو نیوترونونو جذبول، تر تعامل وروسته توکي یا محصول) او د دوی د کارونې ډګرونه بېلابېل دي. د لیتیم هافنات **Li_2HfO_3** د ځانګړې مینا (نرۍ ښیښه وزمه پوښ، قشر) په ترکیب کې ګډون لري چې د هغو ډېرو فعالو اټومي پوسو (تفالو) د خښولو لپاره کاریږي چې پلوتونیم لري. د لیتیم-۶ ایزوټوپ یې په هسته یي انرژۍ کې کاریږي.

د تودوخیزو نیوترونونو پر مټ د لیتیم-۶ ایزوټوپ د لاس ته راوړلو پر مهال رادیواکتیفي تریتیوم **^3H** لاس ته راځي چې معادله یې دا ده:

$$^{6}_{3}\mathrm{Li} + ^{1}_{0}\mathrm{n} \rightarrow ^{3}_{1}\mathrm{H} + ^{4}_{2}\mathrm{He}$$

د همدې له برکته کېدای شي چې د لیتیم-۶ ایزوټوپ د رادیواکتیفي، پایښت نه لرونکي تریتیوم په توګه په پوځي (هایډروجني وسله) کې د نامناسبې کارونې په توګه، په همدې ډول په سوله ییزو موخو (اداره کېدونکي هسته یي سینتېز) کې وکارېږي. په هایډروجني وسله کې زیاتره د لیتیم-۶ دیتیریډ ^6LiD کارېږي. د لیتیم-۷ ایزوټوپ په هغو اټومي بټیو کې کارېږي چې د درنو عنصرونو لرونکي تعاملونه کاروي، لکه یورانیم، توریم یا پلوټونیم.

د تودوخې د ډېر لوړ ځانګړي ظرفیت او د تودوخیزو نیوترونونو د اشغال د ټیټې مقطع له برکته اوبلن لیتیم-۷ (ډېری مهال له سوډیم یا سیزیم سره د ګډوله فلز په بڼه) د تودوخیزې انرژۍ د اغېزمن لېږدوونکي په توګه خدمت کوي. د لیتیم-۷ فلوراید له بیریلیم فلوراید (**BeF۲** ٪۳۴ + **LiF** ٪۶۶) سره په ګډوله فلز کې «فلایب» **(FLiBe)** نومېږي، د ډېرې لوړې تودوخې په اوبلنو مالګو لرونکیو بټیو کې د تودوخیزې انرژۍ د ډېر اغېزمن لېږدوونکي، د یورانیمو او توریمو د فلورایډونو د اغېزمن حلوونکي په توګه او د تریتیوم د تولید لپاره کارېږي.

د لیتیم هغه مرکبونه چې د لیتیم-۷ په ایزوټوپ غني وي، د فشرده اوبو په اټومي بټیو (**PWR**) کې د همدغو بټیو د اوبو-کیمیایي رژیم څخه د ملاتړ کولو (لیتیم هایډروکسایډ **LiOH**)، همدا راز له مینرالي مالګو څخه د اوبو پاکوونکي په لومړني مدار (حلقه) کې ترې کار اخیستل کېږي.

د ګازونو په وچونه کې: د لوړې کچې لنده بل جذبوونکي لیتیم بروماید **LiBr** او لیتیم کلوراید **LiCl** د هوا او نورو ګازونو د وچولو لپاره کارېږي.

په ملهم جوړولو کې: لیتیم ستیاراټ $LiO_2C(CH_2)_{16}CH_3$ («لیتیمي صابون») د لوړې تودوخې لرونکي ملهم په توګه کارېږي.

د اکسیجن O_2 په پاکولو او بشپړولو کې : لیتیم هایډروکسایډ **LiOH** له کاربون ډای اکسایډ CO_2 څخه د هوا پاکولو لپاره کاریږي. په دې کې وروستی مرکب له اکسیجن څخه له دې وتل شویو توکیو سره تعامل کوي، د بېلګې په توګه $2Li_2O_2 + 2CO_2 \rightarrow 2Li_2CO_3 + O_2$ ، چې له برکته یې د ګاز ضد ماسک، د هوا پاکولوکارتوسو کې، په اوبتلونو او په تشیال بېړیو کې د هوا پاکولو لپاره کاریږي.

په سیلیکاټي صنعت کې : لیتیم او د ده مرکبونه په سیلیکاټي صنعت (د سیرامیک، ښیښې، د سیلیکون له طبیعي مرکبونو څخه د سیمټو په جوړولو)، د ښیښې د ځانګړیو سورتونو او چیني شیانو ته له پاسه قشر ورکوونکیو توکیو کې په پراخه پیمانه کاریږي.

په نورو ډګرونو کې : لیتیم او د ده مرکبونه د ټوکر اوبدلو په صنعت کې (د ټوکرانو په سپینولو)، خوراکي صنعت، لکه په کانسرواوو کې، په درمل جوړولو کې، او د اړایش سامان په جوړولو کې کاریږي.

۴ . بیریلیم

بیریلیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د دویمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۴ او سېمبول **Be** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Beryllium**)، په انګرېزي کې (**Beryllium**) او په روسي ژبه کې (**Бериллий**) دی. دا یو ډېر زهرجن عنصر دی. بیریلیم ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (۷-۴۱-۷۴۴۰) ده. بیریلیم په پرتلیزه توګه کلک فلز دی چې رنګ یې سپین بخون خړ دی او قیمت یې ډېر لوړ دی.

انځور: بيريليم په پرتليزه توگه سخت خو ژر ماتېدونکی فلز دی

تاريخچه يې

بيريليم پرانسي کيمياپوه «لويس نيکولاس واکولين» (۱۷۶۳-۱۸۲۹) پر ۱۷۹۸ ز کال کشف کړی دی. ده لومړی دا عنصر د «گليسيلي» په نامه ونوماوه. دې عنصر ته اوسنی نوم د الماني کيمياپوه «مارتين هاينريش کلاپروت» (۱۷۴۳-۱۸۱۷) او سويډني کيمياپوه «انډيرس گوستاف ايکيبرگ» (۱۷۶۷-۱۸۱۳) په وړانديز ورکړ شو. د بيريليم د مرکبونو او د ده د مينرالونو د ترکيب د مالومولو په برخه کې روسي کيمياپوه «ايوان واسيلېويچ اوديېف» (۱۸۱۸-۱۸۲۵) ډېر کار کړی دی. «اوديېف» دا وښوده چې د بيريليم اکسايډ دا ترکيب Be_2O_3 نه لري بلکې دا **BeO** ترکيب لري.

بیریلیم په خپلواکه یانې نږه بڼه د پرانسي کیمیاپوه «انتوان الېکساندر بوسي» (۱۷۹۴-۱۸۸۲) له خوا پر ۱۸۲۸ ز کال او د الماني کیمیاپوه «فریدریش ویوهلر» (۱۸۰۰-۱۸۸۲) له خوا هم بېل شو. نږه فلزي بیریلیم پر ۱۸۹۸ ز کال د پرانسي فیزیکپوه «لیبو» له خوا د ویلي شویو مالګو د الکترولیز پر مټ ترلاسه شو.

د نامه ریښه یې

د بیریلیم نوم د «بیریل» مینرال له نامه او په لرغونې یوناني ژبه کې له «بیریلوس» (**beryllos**) څخه اخیستل شوی دی. د بیریلیم او الومینیم سیلیکاټ ($Be_3Al_2Si_6O_{18}$) دی چې ریښه یې په سویلي هند کې د «بیلور» ښار نامه ته وزي چې مدراس ته نږدې موقعیت لري. له لرغونیو زمانو راهیسې په هند کې د زمردو، چې د بیریل یو ډول دی، کانونو شتون درلود. د بیریلیم مرکبونه خوږ خوند لري، په اوبو کې حلیږي او له همدې لامله دا عنصر په لومړي سر کې د «ګلوسینیم» په نامه ونومول شو چې د لرغونې یوناني ژبې له ګلیکیس(**glykys**) څخه اخیستل شوی چې د «خوږ» په مانا دی.

په طبیعت کې د بیریلیم شتون

د ځمکې په پاسني قشر کې د بیریلیم منځنۍ کچه په یو کیلوګرام کې **۳,۸** میلي ګرامه ده. د بیریلیم بنسټیزه برخه په ماګمایي ډبرو کې شتون لري او دا د پلاژیوکلاز (**Plagioclase**) مینرالونو لامله، ځکه چې په دغو مینرالونو کې د بیریلیم ځای سیلیکون **Si** نیسي. خو د دې عنصر کچه په ځینو توربخون رنګه او مسکویټ مینرالونو کې ډېره ده.

په سمندري اوبو کې یې کچه ډېره لږ ده، یانې په یو لیتر اوبو کې $^{۷-}$۱۰·۶ میلي ګرامه ده.

د دې عنصر څه د پاسه **۳۰** مینرالونه پېژندل شوي، خو له دوی څخه یې **۲** لږ و ډېر خپاره شوي ګڼل کیږي، لکه بیریل **$Al_2[Be_3(Si_6O_{18})]$**، کریزوبیریل **$BeAl_2O_4$**، بیرتراندیټ

$Be_4[Si_2O_7](OH)_2$، فيناكيټ Be_2SiO_4، هيلويټ $Mn_4(Be_3Si_3O_{12})S$ او ډاناليټ $Fe^{2+}{}_4Be_3(SiO_4)_3S$. له دوی څخه يې بيريل صنعتي ارزښت لري.

د بيريل ډولونه قيمتي ډبرې ګڼل کيږي ، لکه اکوامارين $Be_3Al_2Si_6O_{18}$ ، چې شين وزمه - زرغون بخون رنګ لری؛ زمرد $Be_3Al_2Si_6O_{18}$ چې ټينګ زرغون رنګ او روښان زرغون رنګ لري؛ هيليودور (بيريل) $Be_3Al_2Si_6O_{18}$ چې زيړ رنګ لري . د بيريل يو شمېر نور ډولونه هم پېژندل شوي چې رنګونه يې يو تر بل توپير لري، لکه ټينګ شين، ګلابي، سره، نری شين رنګ، بې رنګه او داسې نور. د بېلابېلو عنصرونو ترکيب بيريل ته رنګ ورکوي.

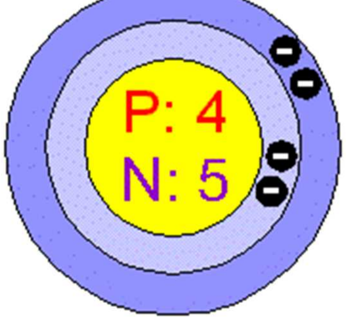
کانونه يې : د بيريليم مينرالونه د برازيل، ارجنټاين، اپريکا (افريقا)، هند، روسيې او ځينو نورو هېوادو په خاورو کې موندل کيږي.

د بيريليم اتوم

د بيريليم د اتوم هسته له ۴ پروتونونو او ۵ نيوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۴ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۲ انرژيکي سويې لري. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲ او په دويمه کې يې هم ۲ الکترونونه وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۹ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د بيريليم اتومي کتله ۹,۰۱۲۱۸۲ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[He]\ 2s^2$ سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۱۲ پ. م دی.



انځور: د بیریلیم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

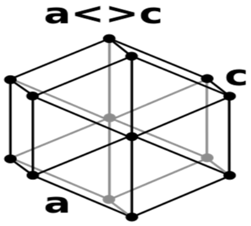
- د بیریلم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۱,۸۴۸** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر ۱۲۷۸ ده. (د ک په شمېر **۱۵, ۱۵۵۱** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۲۹۷۰** ده. (د ک په شمېر **۳۲۴۳,۱۵** ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۱۲,۲۱** کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې **۳۰۹** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۱۲,۴۴** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې **۵,۰** س. م. م\موله دی.

بیریلیم په پرتلیزه توگه کلک (کلکوالي یې **۵,۵** درجې موسه دی)، خو ماتېدونکی فلز دی، چې سپینو زرو ته ورته رنگ لري. په نړېدول یو له ډېرو کلکو فلزونو څخه گڼل کیږي. یوازې اوسمیم، تنگستن، او یورانیم ترې کلک دي. د کشېدونکي خاصیت مودول یې ۳۰۰ گیگاپاسکاله GPa دی. د پولادو هغه ۲۰۰-۲۱۰ گیگاپاسکاله GPa دی. په هوا کې په

فعاله توگه په پاینښتي اکسایډي قشر یانې بیریلیم اکسایډ BeO پوښل کیږي . غریزې ځپې په بیریلیم کې ډېرې ښې خپرېږي او په یوه ثانیه کې یې ګړندیتوب ۱۲۷۰۰ متره دی، چې ۲-۳ ګرایه تر نورو فلزونو کې ډېر دی.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د بیریلیم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډیز (هیګزاګونال) سښستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې a=۲,۲۸٦; c=۳,۵۸٤ انګسترومه دي.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې ۱۰۰۰ کیلوینه ده.



انځور: د بیریلیم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډیز (هیګزاګونال) سښستم لري

کیمیایي خواص یې

- د بیریلیم کوولینسي نیم قطر ۹۰ پ. م دی.
- د ایون نیم قطر یې (e۲+) ۳۵ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۱,۵۷ پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک یې ۱,۶۹- ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۱ ؛ ۲ دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۸۹۸,۸ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۹,۳۲) الکترون ولټه ده.

د بیریلیم اړوند هایډروکسایډ امفوتیریک (دوه گونی خاصیت لرونکی) دی، چې هم یې بنستیزې (چې Be^{2+} جوړوي)، هماغسې یې اکسایډي (چې $[Be(OH)_4]^{2-}$ جوړوي) خواص کمزوري دي. بیریلیم د ډېرو کیمیایي خواصو له پلوه، د عنصرونو په دوره یي جدول کې تر ده لاندې ځای پر ځای شوي مگنیزیم په پرتله الومینیم ته ورته دی.

د کوټې د هوا د تودوخې په درجه کې د فلزي بیریلیم د تعامل کولو وړتیا په پرتلیزه توگه لږ ده. په کومپاکتي ډول دی له اوبو H_2O او د اوبو له بړاس سره ان د تودوخې د سورکېدو رنگ خپلولو درجه کې هم تعامل نه کوي او تر ۶۰۰ س. گ درجو تودوخه کې له هوا سره اکسایډ نه جوړوي. د بیریلیم پوډر (پوډري بڼه) ته د اور اچولو پر مهال په روښانه لمبې سره سوځي او ورسره یو ځای اکسایډ او نایټریډ جوړوي. هالوجینونه تر ۶۰۰ س. گ لوړه درجه تودوخه کې له بیریلیم سره تعامل کوي، خو له کالکوجینونو سره یې تعامل تر دې هم ډېره تودوخه غواړي. امونیا NH_3 له بیریلیم سره د تودوخې تر ۱۲۰۰ س. گ درجو څخه لوړه تودوخه کې تعامل کوي او د بیریلیم نایټریډ Be_3N_2 جوړوي، خو له کاربون سره یې د تودوخې په ۱۷۰۰ س. گ درجو کې تعامل بیریلیم کاربیډ Be_2C جوړوي. بیریلیم په سیده ډول له هایډروجن H_2 سره تعامل نه کوي.

دا عنصر د داسې تېزابونو لکه د مالگې تېزابو HCl، سولفوریک اسیډ H_2SO_4 او نایټریک اسیډ HNO_3 د اوبو په محلولونو کې په اسانۍ حلیږي، خو سوړ او ټینگ نایټریک اسیډ فلز غیر فعالوي. د الکلیو د اوبو له محلولونو سره د بیریلیم تعامل هایډروجن ازادوي او هایډروکسوبیریلاټونه جوړوي. په دې لاندې معادله کې یې د سوډیم هایډروکسایډ $NaOH$ د اوبو له محلول سره تعامل ښودل شوی دی:

$$Be + 2NaOH + 2H_2O \rightarrow Na_2[Be(OH)_4] + H_2 \uparrow$$

له ویلې شوي الکلي سره د تودوخې په ۴۰۰-۵۰۰ س. گ درجو کې د بیریلیم د تعامل په پایله کې بیریلاټونه جوړیږي:

$$Be + 2NaOH \rightarrow Na_2BeO_2 + H_2 \uparrow$$

ايزوټوپونه يې

د بيريليم کيميايي عنصر ۱۲ ايزوټوپونه پېژندل شوي چې له دې شمېر څخه يې يوازې يو د ^{9}Be ايزوټوپ پايښت لرونکی او نور ټول ۱۱ يې بې پايښته دي. پر دې بنسټ دا عنصر د يو ايزوټوپي (مونوايزوټوپي) عنصر په نامه هم يادېدای شي. له ۱۱ بې پايښته ايزوټوپونو څخه يې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي يو د ^{10}Be ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۱٫۳۹ ميليونه کاله دی. بل يې د ^{7}Be ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې **۵۳٫۲۲** ورځې دی. د نورو ټولو راديواکتيفي ايزوټوپونو نيمايي عمر يې تر ۱۳٫۸۵ ثانيو پورې دی، د ډېری هغو نيمايي عمر يې تر ۲۰ ميلي ثانيو پورې رسيږي.

لاس ته راوړل يې

په ۱۹ پېړۍ کې بې اوبو بيريليم کلورايډ $BeCl_2$ د پوتاسيم K تر اغېز لاندې راوستل کېده او بيريليم د ساده توکي (په نره ډول) په توګه لاس ته راته، لکه په دې لاندې معادله کې چې يې تعامل ښودل شوی:

$$BeCl_2 + 2K \longrightarrow Be + 2KCl$$

په اوسني وخت کې بيريليم د مګنيزيم Mg پر مټ د ده د فلورايډ (بيريليم فلورايډ BeF_2) د چاڼلو يا ريډوکس (Redox) له لارې تر لاسه کيږي:

$$BeF_2 + Mg \longrightarrow Be + MgF_2$$

يا هم د بيريليم او سوډيم د کلورايډونو د ويلي شويو مخلوطونو د الکتروليز پر مټ لاس ته راوړل کيږي.

تولید او کارونه یې

د ۲۰۰۰ ز کال د شمارنو له مخې، په نړۍ کې د بیریلیم تر ټولو لوی تولیدوونکي هېوادونه د امریکا متحد ایالتونه، چین، روسیه او قزاقستان دي. په دوی کې یې د متحدو ایالتونو برخه لویه ده. پر نورو هېوادو باندې د بیریلیم د نړیوال تولید تر یوې سلنې لږ برخه رسېږي له .

ګډوله فلزونه یې: بیریلیم په ټوله کې د نورو ګډوله فلزونو ویلي کولو ته وراضافه کیږي. ګډوله فلزونو ته د بیریلیم وراضافه کول د ګډوله فلزونو کلکوالی او پیاوړتیا زیاتوي، د زنګ وهلو په وړاندې یې مقاومت زیاتوي. په تخنیک کې د بیریلیمي ژېړو، چې په انګرېزي کې یې برونز (**Bronze**) بولي، د (**BeB**) ډول ډېر نوم لري. که پولادو ته **۰،۵** سلنه بیریلیم وراضافه شي، نو سپیرینګونه ترې جوړېدای شي. دا سپیرینګونه دومره طاقت لري چې کولای شي په میلیاردونو وزني فشاري لړۍ وزغمي. سربېره پر دې، که بیریلیمي ژېړ پر ډبره یا بل فلز ووهل شي، نو بڅري نه ورکوي.

په راډیو تخنیک کې: بیریلیم د ایکس وړانګه (**X-radiation**) لږه جذبوي، ځکه خو له ده څخه د ایکس تیوبونه (**X-ray tube**) جوړیږي (د دغو تیوبونو له لارې د ایکس وړانګه بهر ته وزي) او د پراخې ساحې لرونکیو ګاما - مکتشفینو (کشفوونکیو الو) کې کاریږي .

په اټومي انرژۍ کې: له بیریلیم څخه د اټومي بټیو لپاره د نیوترونونو غبرګونوونکي (**neutron reflector**) جوړیږي. دا عنصر د نیوترونونو د ورو کولو (سستولو) لپاره کاریږي. له یو شمېر α الفا رادیواکتیفي نوکلیډونو سره په مخلوطونو کې په نیوتروني امپولي سرچینو کې کاریږي، ځکه چې د بیریلیم-۹ د هستو او α الفا - ذرو ترمنځ د تعامل پر مهال دا نیوترونونه راپیدا کیږي: $^{9}Be + \alpha \rightarrow n + ^{12}C$. د بیریلیم اکسایډ **BeO** تر نورو ټولو اکسایډونو ډېر تودوخه نه تېروونکی دی او د لوړ تودوخه نه تېروونکي (عایق)

په توګه خدمت کوي، د اور په وړاندې مقاومت لري او بله دا چې پر فلزي بيريليم سربېره د نرې بيريليم په پرتله په اټومي تخنيک کې د نيوترونونو د ورو کولو او غبرګونوونکي په توګه خدمت کوي. د بيريليم اکسايډ او يورانيم اکسايډ مخلوط د يو ډېر اغېزمن اټومي سونتوکي په توګه کارېږي. د بيريليم فلورايډ **BeF_2** او ليتيم فلورايډ **LiF** ګډوله فلز د تودوخه لېږدوونکي، د لوړې تودوخې لرونکيو اوبلنو مالګو لرونکيو اټومي بټيو کې د يورانيم، پلوتونيم او توريم د مالګو حلوونکي په توګه کارېږي. بيريليم فلورايډ په اټومي تخنيک کې د داسې ښيښې د پخولو لپاره کارېږي، چې د نيوترونونو د کوشنيو بهيرونو اوډنه کوي. د دغو ښيښو تر ټولو ډېر ټکنالوجيکي او باکيفيته ترکيب دا دی:

(BeF_2-٦٠ %,PuF_4-٤ %,AlF_3-١٠ %, MgF_2-١٠ %, CaF_2-١٦ %)

دا ترکيب په ښکاره د جوړوونکي توکي په توګه د پلوتونيم د مرکبونو د کارونې يوه بېلګه ښيي.

په لايزري توکيو کې: بيريليم الومينات **$BeAl_2O_4$** په لايزري تخنيک کې د کلک جسمه وړانګه کوونکيو (ميلې، (**Plate**)) په جوړونه کې کارېږي.

په ايروکيهاني تخنيک کې: د تودوخيزو ډالونو (**heat shield**) او د کشفوونکي سېستم په جوړونه کې له بيريليم سره بل جوړښتيز فلز سيالي نه شي کولای. د بيريليم پربنسټ جوړښتيز توکي هممهال هم سپک دي، هم کلک دي او هم د تودوخې د لوړو درجو په وړاندې ښه مقاومت لري. د بيريليم په ګډون دا ګډوله فلزونه له الومينيم څخه يونيم ګرايه سپک دي او تر ځانګړيو پولادو هم ډېر کلک دي. بيريليډونه (له نورو فلزونو سره د بيريليم ګډوله فلزونه) توغنديو او الوتکو ته په پوښ ورکولو او انجنونو جوړونه کې، همدا راز په اټومي تخنيک کې کارېږي.

د توغنديو سونتوکی: لکه څنګه چې فلزي بيريليم ډېر زهرجن دی او لوړه بيه لري، نو په دې ترڅ ډېرې هڅې شوې چې د اسې بيريليم لرونکي سونتوکي جوړ شي چې زهريت يې لږ او بيه يې هم ټيټه وي. يو له دغسې مرکبونو څخه هم بيريليم هايډرايډ BeH_2 دی.

د اور په وړاندې طاقت لرونکي توکي: په ځانګړيو حالتونو کې له بيريليم اکسايډ BeO څخه د اور په وړاندې د ډېر لوی طاقت لرونکي توکي په توګه کار اخيستل کيږي.

۵. بورون

بورون د کيميايي عنصرونو د دوره يي جدول د دويمې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې ۵ او سېمبول يې B دی. د دې عنصر نوم په لاتيني ژبه کې (Borum)، په انګرېزي کې (Boron) او په روسي ژبه کې (Бор) دی. دا عنصر په ازاد حالت يا نرء بڼه بې رنګه، خړ يا سور بلوري، يا تور بخون امورفي (amorphous) توکی دی. د بورون د بېلابېل بڼې توب، يا د الوتروپي (Allotropy) څه د پاسه ۱۰ موديفيکېشنونه پېژندل شوي دي.

انځور: بورون توربخون-قهوه يي يا هم تور توکی دی

تاریخچه او د نامه ریښه یې

د بورون عنصر لومړی ځل پرانسي کیمیاپوه او فیزیکپوه «جوزیف لویي ګېلوساک» (۱۷۷۸- ۱۸۵۰)، او بل پرانسي کیمیاپوه «لویس ژاکوس ټینارډ» (۱۷۷۷-۱۸۵۷) بورون ترای اکسایډ B_2O_3 او فلزي پوتاسیم ته یو ځای د تودوخې ورکولو له لارې تر لاسه کړ. څو میاشتې وروسته انګلیسي کیمیاپوه «همفري ډېوي» (۱۷۷۸-۱۸۲۹) ویلي شوی بورون ترای اکسایډ B_2O_3 الکترولیز کړ او بورون یې ترې تر لاسه کړ.

د دې عنصر نوم د عربي ژبې له «بورق» ویې څخه، یا هم د پارسي ژبې له «بوره» ویې څخه اخیستل شوی چې د بوره $Na_2B_4O_7 \times 10H_2O$ مینرال لپاره کارېده.

په طبیعت کې د بورون شتون

د ځمکې په پاسني قشر کې د بورون کچه په یو کیلوګرام وزن کې ۴ میلي ګرامه ده. د بورون نږدې ۱۰۰ مینرالونه پېژندل شوي دي. په «پردو» مینرالونو کې دی نه موندل کیږي. دا تر هر څه لومړی په دې تشریح کېدای شي چې د بورون انیوني خپرې شوې مجموعې (په همدې ډول او بڼه دی د ډېرې مینرالونو په ترکیب کې دی) همدا ډول توکي نه لري. بورون نږدې په ټولو مینرالونو کې له اکسیجن O_2 سره تړاو لري او د فلورین لرونکیو مرکبونو ګروپ یې ډېر لږ شمېره دی. نږه بورون په طبیعت کې نه موندل کیږي. دی د ډېرو مرکبونو په ترکیب کې ګډون لري او ډېره پراختیا یې موندلې ده، په تېره بیا په لږو کشافتونو سره. دی د بوروسیلیکاټونو او بوراټونو په بڼه، همدا راز په مخلوطي ایزومیري بڼه د هغو مینرالونو په ترکیب کې ګډون لري چې له ځمکې څخه د راوتونکیو توکیو سره یو ځای راوزي. دا عنصر په نفتي او سمندري اوبو کې هم شتون لري. د سمندري (دریابي) اوبو په یو لیټر کې یې کچه ۴،۶ میلي ګرامه ده. د مالګینو اوبو په جهیلونو، د ابشېدونکیو اوبو په چینو، او چټلو اورشیندو غرونو کې هم شتون لري.

د بورون بنسټيزې مينرالي بنې دادي:

- بوروسيليکاټونه: ډاټوليټ $CaBSiO_4OH$ ، ډانبوريټ $CaB_2Si_2O_8$
- بوراټونه: بوره $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ ، اشاريټ $MgBO_2(OH)$ ، هايډروبوراسيټ $(Ca, Mg)B_6O_{11} \cdot 6H_2O$ ، اينو (اينويټ) $Ca_2B_6O_{11} \cdot 13H_2O$ ، کاليبوريټ $KMg_2B_{11}O_{19} \cdot 9H_2O$.

همدا راز د بورون د پيدا کېدو (کشف) څو ډوله ځايونه شتون لري:

- د مګنيزيم اکسايډ لرونکيو هېوادو د بوراټونو د کشف په ځايونو کې:
- لودويګيتي او لودويګيتي - مقناطيسي ډبرې؛
- په ډولوميتي مرمرو او کالسيفيرونو کې د کوټويتي ډبرې؛
- اشاريتي او اشاريتي - مقناطيسي ډبرې؛
- د بوروسيليکاټونو د کشف ځايونه؛

له اورشيندو غرونو څخه راوتونکي توکي:

- هغه بوروني ډبرې چې له اورشيندو غرونو څخه د راوتونکيو توکيو په راټولېدو سره جوړې شوې وي؛
- د ولاړو اوبو (جهيلونو) په تل کې جوړې شوې بوراتي ډبرې؛
- د اوبو تل ته ښکته شوې (ختېبلي) او تر خاورې لاندې شوې بوراتي ډبرې.

هالوجيني - رسوبي کشف ځايونه:

- په هالوجيني رسوباتو کې د بوراټونو د کشف ځايونه؛
- د مالګينو ګومبتو له پاسه د ګچو په خولۍ کې د بوراټونو د کشف ځايونه؛

په روسیه کې یې د پیدا کېدو لوی ځایونه د دغه هېواد د لري ختیځ په «پریموریا» سیمه کې شتون لري. په همدغه یوه ځای کې د نړۍ د بورون د ټولو زېرمو ۳ سلنه شتون لري. د هماغه ځای کې په غرني - کیمیایي موسسه کې بورون لرونکي محصولات تولیدیږي چې د روسیې د دننني اړتیاوې پوره کوي. د دې تر څنګ یې د محصولاتو په سلو کې **۷۵** سلنه کوریا، جاپان او چین ته صادریږي.

لاس ته راوړل یې

تر ټولو ډېر نړه بورون د بورون هایډرېډ (بورانونو) د پیرولیز کولو له لارې لاس ته راځي. دا ډول بورون د برېښنا نیم تېروونکیو (نیمه هادي) توکیو او نریو کیمیایي سینتېزونو د تولید لپاره کاریږي.

$$B_2H_6 \xrightarrow{t} 2B + 3H_2$$

د میټالوترمي (**Metallothermy**) مېتود پر مټ (ډېری مهال له مګنیزیم او سوډیم څخه) لاس ته راځي:

$$B_2O_3 + 3Mg \longrightarrow 3MgO + 2B$$

$$KBF_4 + 3Na \longrightarrow 3NaF + KF + B$$

د هایډروجن **H_2** په شتون کې د تودوخې په ۱۰۰۰-۱۲۰۰ س. ګ درجو سره سره شوي ولفرامي مزي پر مټ په ترمیکي (تودوخیز) ډول د بورون ترای برومایډ **BBr_3** تجزیه کول (د وان ارکېل مېتود):

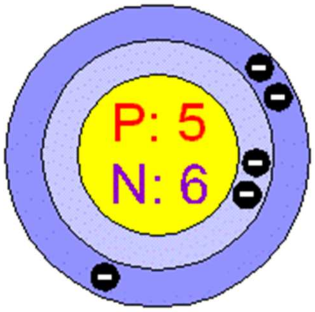
$$2BBr_3 + 3H_2 \xrightarrow{W} 2B + 6HBr$$

د بورون اتوم

د بورون د اتوم هسته له ۵ پروتونونو او ۶ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۵ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا چورلي. د دې عنصر اتوم ۲ انرژیکي سویې لري، په بله وینا د بورون د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۲ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲ او په دویمه کې یې ۳ الکترونونه وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۱ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د بورون اتومي کتله ۱۰,۸۰۶ ؛ ۱۰,۸۲۱ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[He]\ 2s^{2}\ 2p^{1}$ سره ښودل کېږي.
- د اتوم نیمايي قطر یې ۹۸ پ. م دی.



انځور: د بورون د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

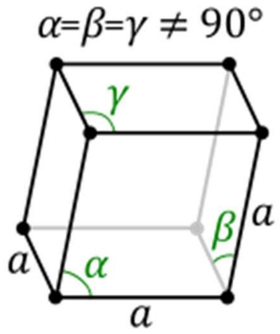
- د بورون کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې ۲,۳۴ گرامه دی.

- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۲۰۷۲** ده. (د ک په شمېر **۲۳۴۹** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۳۹۲۷** ده. (د ک په شمېر **۴۲۰۰** ده) .
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۲۳,۲۰** کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې **۵۰۴,۵** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۱۱,۰۹** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې **۴,۲** س. م. م\موله دی.

بورون زښت ډېر کلک توکی دی. یوازې الماس، بورون نایټرایډ **BN** او بورون کاربایډ **B_4C** د بورون - کاربون - سیلیکون گډوله فلز، د سکانډیم -کاربایډ -ټیټانیم ترې کلک دي. نازکوالی او د برېښنا نیم تېرولو وړتیا لري.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د بورون د بلوري جالۍ جوړښت رومبوهیډرال سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې **a=۱۰,۱۷; α=٦۵,۱۸** انگسترومه دی.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې **۱۲۵۰** کیلوینه ده.



انځور: د بورون د بلوري جالۍ جوړښت رومبوهیډرال سېستم لري

کیمیايي خواص يې

- د بورون کووالينسي نيم قطر ۸۲ پ. م دی.
- د ايون نيمايي قطر يې ۲۳ (e ۳+) پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې ۲,۰۴ پاولينگه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجه يې ۳+ ده.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې ۸۰۰,۲ کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمېر (۸,۲۹) الکترون ولټه ده.

نافلز بورون د ډېرو فيزيکي او کيمیايي خواصو له پلوه سرې ته سيليکون ورپه يادوي. بورون له کيمیايي پلوه غير فعال دی او د کوټې د هوا د تودوخې په درجه کې يوازې له فلورينو F_2 سره تعامل کوي چې معادله يې دا ده:

$$2B + 3F_2 \longrightarrow 2BF_3 \uparrow$$

بورون ته د تودوخې ورکولو پر مهال دا عنصر له نورو هالوجيني عنصرونو سره تعامل کوي او ترای هاليډونه جوړوي. له نايټروجن N_2 سره په تعامل کې بورون نايټرايډ BN جوړوي، له فاسفورس P سره په تعامل کې بورون فاسفيډ BP ، او له کاربون C سره هم په تعامل کې د بېلابېلو ترکيبونو کاربيډونه جوړوي، لکه ($B_4C, B_{12}C_3, B_{13}C_2$) . د اکسيجن O_2 په اتموسفير يا په هوا کې د تودوخې ورکولو پر مهال بورون سوځي چې ډېره تودوخه ازادوي او بورون ترای اکسايډ B_2O_3 جوړوي او د تعامل معادله يې دا ده:

$$4B + 3O_2 \longrightarrow 2B_2O_3$$

بورون له هايډروجن H_2 سره په سيده ډول تعامل نه کوي، که څه هم ګڼ شمېر داسې بورون هايډريډونه پېژندل شوي چې بېلابېل ترکيبونه لري، د الکلي، الکلي خاورينو فلزونو د

تېزابونو پر مټ د بورايډونو د چاڼلو له لارې تر لاسه کيږي . په دې لاندې معادله کې د مګنيزيم بورايډ Mg_3B_2 او هايډروجن کلورايډ HCl تعامل ښودل شوی:

$$Mg_3B_2 + 6HCl \longrightarrow B_2H_6 \uparrow + 3MgCl_2$$

د ډېرې تودوخې ورکولو پر مهال بورون B بشپړوونکي او بېلوونکي خواص ښيي. دی دا وړتيا لري چې سيليکون Si يا فاسفورس P د دوی له اکسايډونو څخه رابېل کړي. په دې لاندېنيو معادلو کې يې له سيليکون ډای اکسايډ SiO_2 او فاسفورس پينتاکسايډ P_2O_5 سره تعاملونه ښودل شوي:

$$3SiO_2 + 4B \longrightarrow 3Si + 2B_2O_3$$

$$3P_2O_5 + 10B \longrightarrow 5B_2O_3 + 6P$$

د بورون دا خاصيت له دې لامله دی چې دی په بورون ترای اکسايډ B_2O_3 کې ډېر ټينګ کيميايي اړيکي لري.

د اکسايډ کوونکيو په نه شتون کې بورون د الکليو د محلولونو د اغېز په وړاندې ثابت دی. دا عنصر په سره شوي نايټريک اسيډ HNO_3 ، سولفوريک اسيډ H_2SO_4 او سلطاني تېزابو $HNO_3 + 3HCl$ کې حليږي او بوريک اسيډ H_3BO_3 جوړوي.

بورون ترای اکسايډ B_2O_3 يو عادي تېزابي اکسايډ دی. دی له اوبو H_2O سره تعامل کوي او بوريک اسيډ H_3BO_3 جوړوي چې معادله يې په لاندې ډول ده:

$$B_2O_3 + 3H_2O \longrightarrow 2H_3BO_3$$

له الکليو سره د بوريک اسيډ H_3BO_3 د تعامل پر مهال مالګې پيدا کيږي چې دا مالګې پخپله د بوريک اسيډ مالګې يانې بوراټونه (چې انيونونه BO_3^{-3} لري) نه دي، بلکې تيترابوراټونه دي . د ساري په توګه له دې لاندې معادلې سره سم يې له سوډيم

هایډروکسایډ NaOH سره تعامل کړی او د سوډیم تیترابوراټ $Na_2B_4O_7$ مالگه یې جوړه کړې ده:

$$4H_3BO_3 + 2NaOH \longrightarrow Na_2B_4O_7 + 7H_2O$$

ایزوټوپونه یې

اوسمهال د بورون ۱۴ ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۷ پیل او پر ۱۹ پای ته رسیږي. له دې شمېر څخه یې دوه یانې ^{10}B او ^{11}B ایزوټوپونه پایښت لرونکي دي او د طبیعي بورون په ترکیب کې د ۱۹ او ۸۱ سلنې په لړلو سره شتون لري. نور ټول ایزوټوپونه یې پایښت نه لري (رادیواکتیفي دي)، له دوی څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{8}B ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۰,۷۷ ثانیې دی.

د ^{10}B ایزوټوپ یې د تودوخیزو نیوترونونو د جذب ډېره لوړه مقطع لري، ځکه خو ^{10}B د بوریک اسیډ H_3BO_3 په ترکیب کې په اټومي بټیو کې د تعاملیت (**reactivity**) د عیارولو او اداره کولو لپاره کاریږي.

کارونه یې

عادي نرۍ بورون: بورون په ډېرو گڼو شویو (کمپوزیتي) توکیو کې د هغوی د کلکولو لپاره کاریږي. په فلز ویلي کولو کې د میکروگډوله فلز په توگه کاریږي چې د پولادو د کلکېدو وړتیا زیاتوي او پولاد ډېر کلکوي. دا عنصر په طب کې د بورون د نیوترونونو د اشغال درملنه (تېراپي) کې کاریږي. د خطري پړسوبونو د ژوندینکو په له منځه وړلو کې کاریږي.

مرکبونه یې : بورون کاربیډ B_4C د ایروډینامیک بیرینگ (**bearing**) په جوړولو کې کاریږي.

پربوراټونه \ پروکسوبوراټونه (د $[B_2(O_2)_2(OH)_4]^{2-}$ ايون لري) تخنيکي محصول يې تر ۱۰,۴ سلنې «فعال اکسيجن» لري، د دوی پر بنسټ داسې سپينوونکي جوړېږي چې«کلورين يې په ترکيب کې نشته» ، لکه«پېرسيل» ، «پېرسول» او داسې نور.

دا هم اړينه ده وويل شي چې د بورون-کاربون-سيليکون ګډوله فلز زښت ډېر کلک دی او دا وړتيا لري چې د ميکروکلکوالي له پلوه له الماسو او بورون نايټرايډ NB پرته د بل هر توربوونکي توکي ځای ونيسي، د بيې او د توږلو د اغېزمنتيا له پلوه بشريت ته تر ټولو مالومو کلکو توکيو هم کلک دی.

له مګنيزيم سره د بورون ګډوله فلز (مګنيزيم ډای بورايډ MgB_2) په اوسني وخت کې د لومړۍ درجه ډېرې تودوخې تېرروونکيو له شمېر څخه ډېره لوړه بحراني تودوخيزه درجه لري.

بوريک اسيډ H_3BO_3 په اوبلنو انرژيکي اټومي بټيو (PWR) کې د نيوترونونو د جذبوونکي په توګه کارېږي. د خپلو نيوتروني-فيزيکي خواصو او په اوبو کې د حلېدو د شونتيا له برکته، د بوريک اسيډ کارونه د اټومي بټۍ ځواک په ټوپ وهونکي ډول نه، بلکې ورو ورو عياروي.

هايډرايډونه او عضوي مرکبونه يې : د بورون هايډرايډونه د توغنديو لپاره ډېر اغېزمن سونتوکي دي، لکه ډيبوران B_2H_6 ، پينتابوران B_5H_9 ، تيترابوران B_4H_{10} او داسې نور. له هايډروجن او کاربون سره يې ځيني پوليميري مرکبونه د کيميايي اغېز او تودوخې لوړو درجو په وړاندې زښت ډېر ثابت دي، لکه د کاربوران-۲۲ په نامه نامتو پلاسټيک.

بورازون او د ده هيکساهايډرايډ : بورون نايټرايډ BN (بورازون) د الکترونونو د ترکيب له پلوه کاربون ته ورته دی . د ده پر بنسټ د مرکبونو پراخ ګروپ جوړېږي چې عضوي مرکبونو ته يو څه ورته والی لري. د بورازون هيکساهايډرايډ H_3BNH_3 ، د جوړښت له پلوه ايتان C_2H_6 ته ورته دی، په عادي شرايطو کې جامد مرکب دی چې کثافت يې په يو س.م.

م کې ۰,۷۸ گرامه دی، د کتلې نږدې ۲۰ سلنه یې هایډروجن دی. دی کېدای شي چې د برېښنو ټرونو (برېښنګاډو، برېښنايي موټرونو) د سونتوکيزو بېټریو په توګه وکارېږي.

۶. کاربون

کاربون د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د دویمې دورې یو عنصر دی چې پرله پسې او اتومي شمېره یې ۶ او سېمبول یې **C** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Carboneum**)، په انګلیسي کې (**Carbon**) او په روسي ژبه کې (**Углеро́д**) دی. کاربون تور (ګرافیت) یا هم روڼ (الماس) عنصر دی چې د ثبت د سي اې اس (**CAS**) شمېره یې (**۷۴۴۰-۴۴-۰**) ده.

انځور: د کاربون (ساده توکي) ظاهري بڼه چې دلته یې دوه ډوله یو توربخون ګرافیټ او بل روڼ الماس ښودل شوي دي

تاریخچه یې

د کاربون د لرګیو سکرو ډول په ډېرو لرغونیو زمانو کې د فلزونو د ویلي کولو لپاره کارېده. د کاربون داسې الوتروپي بڼې لکه الماس او ګرافیټ له پخوا خلکو پېژندلې.

د ۱۷ ز پېړۍ په پای او ۱۸ په سر کې د فلوجیستون تیوري راپیدا شوه چې الماني کیمیاپوه «یوهان یواهیم بیکر» (**۱۶۳۵-۱۶۸۲**) او بل الماني ډاکتر او کیمیاپوه «ګیورګ ارنست ستهال» (**۱۶۵۹ - ۱۷۳۴**) وړاندې کړه. دې تیورۍ داسې څرګندوله چې په هر سوځېدونکې جسم کې داسې ځانګړی توکی شته چې د سوځېدو پر مهال هوا ته پورته کېږي. د ډېرې کچې سکرو تر سوځېدو وروسته لږ خو داسې ایره پاتې کېږي چې لږ لږ سکاره لري. فلوجیستنانو داسې اټکل کاوه چې سکاره نږه فلوجیستون (اور اخیستونکی سونتوکی) دی. د همدې خبرې پر بنسټ دوی د سکرو «د اور اخیستونکي سونتوکي» فعالیت تشرېح کاوه، د دوی دا وړتیا یې تشرېح کوله چې له اهاکو (چونې) څخه فلزونه او یو ډول کاني ډبرې جوړوي. راوروسته داسې فلوجیستنان لکه «ریومیور»، «برګمن» او نور ورو ورو په دې پوه شول چې سکاره ابتدایي توکی دی. پرانسي کیمیاپوه «انتوان لاورینټ دې لاوېزیر» (**۱۷۴۳-۱۷۹۴**) په هوا او اکسیجن کې د سکرو او نورو توکیو د سوځولو بهیر وڅېړه او لومړی ځل یې نږه سکاره په دې نامه ومنل. د پرانسي کیمیاپوهانو «لویس برنارد ګیټون دې مورو» (**۱۷۳۷-۱۸۱۶**)، «انتوان لاورینټ دې لاوېزیر»، «بیرتولې» او «انتوان دې فورکروا» (**۱۷۵۵-۱۸۰۹**)، «د کیمیایي نومښودنې مېتود» (**۱۷۸۷**) په کتاب کې د پرانسي نامه «نږه سکاره» (**charbone pur**) پر ځای د کاربون (**carbone**) نوم راپیدا شو. د «لاوېزیر»، «د کیمیایي توکیو درسي کتاب» د ساده توکیو په جدول کې کاربون په همدغه نامه راغلی دی.

پر **۱۷۹۱** ز کال انګلیسي کیمیاپوه «سمیتسون ټیناټ» (**۱۷۶۱ - ۱۸۱۵**) لومړی کس وو چې خپلواک (نږه) کاربون یې تر لاسه کړ. ده د فاسفورس بړاسونه د سور شوي (تودوخه ورکړ

شوي) تباشير له پاسه تېرول چې په پايله کې يې ترای کلسيم فاسفاټ $Ca_3(PO_4)_2$ او کاربون جوړ کړ. دا چې الماسو ته د ډېرې تودوخې ورکولو پر مهال دی ټول سوځي او څه نه ترې پاتې کيږي، لا پخوا خلک ترې خبر ول. ان لا پر **۱۷۵۱** ز کال الماني امپراتور لومړي فرانس له دې سره هوکړه وکړه چې ياقوت $Al_2O_3:Cr$ او الماس د سون تجربې لپاره تجربه کوونکيو ته ورکړي، تر هغه وروسته دا تجربې يو ډول موډ شوې. تجربو وښوده چې يوازې الماس سوځي، خو ياقوت چې د الومينيم له اکسايډ سره د کروميم مخلوط $Al_2O_3:Cr$ دی، د اور اچوونکې (اور بلوونکې) عدسيې د ډېرې تودې وړانګې تودوخه تر ډېر مهاله پرته له کومه بدلونه زغملی شي. «لاوېزير» د لوی اور اچوونکي ماشين پر مټ د الماسو د سوځولو نوې تجربه وکړه او دې پايلې ته راغی چې الماس په اصل کې بلوري (کريستالي) کاربون دی . د کاربون دويم ډول ګرافيټ (چې يو ډول مينرال دی) دی . ګرافيټ د کيمياګرۍ په پېر کې د بېلابېلو نوميو سرپو ځلا په نامه يادېده او نوم يې (**plumbago**) وو . پر ۱۷۴۰ ز کال الماني کيمياپوه «پوټ يوهان هاينريش» (۱۶۹۲-۱۷۷۷) دا کشف کړه چې په ګرافيټ کې د سرپو کومه کچه نشته، مانا دا چې نړه دی. سويډني کيمياپوه «کارل ويلهلم شيله» (۱۷۴۲-۱۷۸۶) پر ۱۷۷۹ ز کال د ګرافيټ څېړنه وکړه او په داسې حال کې چې فلوجيست وو، هغه يې ځانګړی سولفوري توکی او داسې ځانګړی مينرالي سکور وګاڼه چې د «هوايي تېزابو» CO_2 او فلوجيستون ډېره کچه لري.

شل کاله وروسته پرانسي کيمياپوه «لويس برنارد ګيټون دې مورو» الماسو ته په احتياط سره تودوخې ورکولو پر مټ هغه په ګرافيټ بدل کړ او وروسته يې د سکرو په تېزابو (کاربونيک اسيډ H_2CO_3) بدل کړ.

د نامه ريښه يې

د ۱۹ ز پېړۍ په سر کې د روسي ژبې د کيميا په کتابونو کې د کاربون لپاره کله کله «د سکرو پيدا کوونکي» نوم کارېده (شېرېر، ۱۸۰۷؛ سېوېرګين، ۱۸۱۵). روسي کيمياپوه او

فیزیکپوه «میخایل فیودوروویچ سولوف یوف» (۱۷۸۵-۱۸۵۲) له ۱۸۲۴ ز کاله راهیسې د کاربون لپاره د «اوګلیرود» (**Углеро́д**) یانې «سکاره جوړوونکی» نوم دود کړ. پخپله د کاربون نوم مونه د لاتیني ژبې له (**carbō ، carbōnis**) څخه اخیستل شوې چې د «سکرو» مانا لري. د کاربون اوسنی روسی نوم «**Углеро́д**» «اوګلیرود» دی چې «د سکرو جوړوونکي» په مانا دی.

په طبیعت کې د کاربون شتون

د ځمکې په پاسني قشر کې د کاربون کچه ۰٫۱ سلنه ده. نړه کاربون په طبیعت کې د الماسو او ګرافیټو په ډول شتون لري. د کاربون بنسټیزه کتله د طبیعي کاربوناټونو (چونې، ډولومیټونه **$(CaMg)(CO_3)_2$**) ، انتراسیټ (له **۹۴** څخه تر **۹۷** سلنې کاربون لري)، توربخون قهوه یي رنګه سکاره، له **۶۴** څخه تر ۸۰ سلنې کاربون لري، د ډبرو سکاره، له **۷۶** څخه تر **۹۵** سلنې کاربون لري، نفتي ډبرې، له **۵۶** څخه تر **۷۸** سلنې کاربون لري، نفت، له **۸۲** څخه تر **۸۷** سلنې کاربون لري، طبیعي سوځېدونکي ګازونه، تر **۹۹** سلنې میتان **CH_4**، تورب له **۵۳** څخه تر **۵۶** سلنې کاربون لري، همدا راز قیر او داسې نور. دا عنصر په اتموسفیر او هایډروسفیر کې د کاربون ډای اکسایډ **CO_2** په بڼه شتون لري. په هوا کې یې د کتلې له پلوه کچه د کاربون ډای اکسایډ په بڼه **۰٫۰۴۶**سلنه، د سیندونو، سمندرګیو، او سمندرونو په اوبو کې ۶۰~ ګرایه کم دی. کاربون د بوټیو او ژویو په ترکیب کې ۱۸~ سلنه دی.

د انسان بدن ته کاربون له خواړو سره یو ځای ننوزي چې د یو شواروز نورم یې نږدې ۳۰۰ ګرامه دی. د انسان په بدن کې د کاربون ټولیزه کچه نږدې ۲۱ سلنه ده، یانې که چیرې د یو انسان د بدن وزن ۷۰ کیلوګرامه وي نو د کاربون برخه به پکې **۱۵** کیلوګرامه وي. د بدن د غړیو د غوښیني برخې د کتلې ۶۷برخه او د هډوکیو د ووبونو د کتلې ۳۱ برخه کاربون

دی. دا عنصر د انسان له بدن څخه د ساه ایستلو (تنفس) پر مهال د کاربون ډای اکسایډ CO_2 په بڼه او له میتیازو سره د اوره (کاربامیډ) $(NH_2)_2CO$ په بڼه وزي.

په طبیعت کې د کاربون دوره وهل یوه بیولوجیکي لړۍ لري. د طبیعي سونتوکیو د سوځېدو پر مهال کاربون د کاربون ډای اکسایډ CO_2 په بڼه د اورشیندو غرونو له ګازونو، د سرو (اېشېدلو) اوبو مینرالي چینو، د سمندري اوبو له پاسنیو قشرونو څخه، د تنفس، تخمیر، او ځینو توکیو د ورستېدو پر مهال اتموسفیر ته وزي. بیولوجیکي لړۍ یې په دې کې ده چې کاربون د کاربون ډای اکسایډ په بڼه له تروپوسفیر څخه د فوتوسینتېز په بهیر کې بوټي جذبوي، یانې چې د بوټیو له خوا جذبیږي. تر دې وروسته کاربون بیا له بیوسفیر څخه جیوسفیر ته راستنیږي او تر دې وروسته یې یوه برخه د ژویو او انسانانو د اورګانیزمونو له لارې د کاربون ډای اکسایډ CO_2 په بڼه اتموسفیر ته وزي.

کاربون د بړاس په بڼه، له نایتروجن N_2 او هایډروجن H_2 سره د مرکبونو په بڼه د لمر په اتموسفیر کې کشف شوی، په ګرزنده ستوریو (سیارو) کې په ډبرو او وسپنیزو توکیو کې کشف شوی دی.

د کاربون ډېری مرکبونه، په تېره بیا هایډروکاربونونه جوت کووالینسي مرکبي خاصیت لري. د کاربون د اتومونو د خپلمنځي ساده، دوه ګونیو او درېګونیو اړیکو ټینګښت، د کاربون له اتومونو څخه د پایښت لرونکیو ځنځیرونو او سیکلونو د جوړولو وړتیا د ګڼ شمېر کاربون لرونکیو مرکبونو، چې د عضوي کیمیا له خوا څېړل کیږي، د شتون شونتیا برابروي.

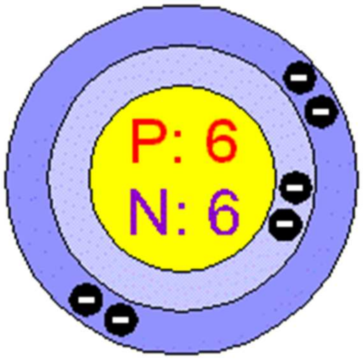
په طبیعت کې د شونګیټ په نامه مینرال شته چې په ترکیب کې یې ≈۲۵ سلنه جامد کاربون او ډېره برخه د سیلیکون اکسایډ شتون لري.

د کاربون اتوم

د کاربون د اتوم هسته له ۶ پروتونونو او ۶ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۶ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا ځرخي. د دې عنصر اتوم ۲ انرژیکي سویې لري. په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲ او په دویمه کې یې ۴ الکترونونه وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۲ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د کاربون اتومي کتله ۱۲,۰۰۹۶؛ ۱۲,۰۱۱۶ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې $[He]\ 2s^{2}\ 2p^{2}$ فورمول سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې ۹۱ پ. م دی.



انځور: د کاربون د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د کاربون کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې ۲,۲۵ گرامه دی.

- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۳۵۰۰** ده. (د ک په شمېر **۳۷۷۳,۱۵** ده).
- د اېشبدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۴۸۲۷** ده. (د ک په شمېر **۵۱۰۰,۱۵** ده).
- بحراني ټکی یې **۴۱۳۰** کیلوینه، **۱۲** میگاپاسکاله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۸,۵۴** (د گرافیټ لپاره) جوله\(کیلوین.موله) دی.
- مولي حجم یې **۵,۳** س. م. م\موله دی.

کاربون گڼ شمېر الوتروپي ډولونه لري او فیزیکي خواص یې ډېر بېلابېل دي. د کاربون مودیفیکېشني بېلابېل والی له دې لامله دی چې دی د بېلابېلو کیمیایي اړیکو د ډولونو جوړولو وړتیا لري.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د کاربون د بلوري جالۍ جوړښت (د گرافیټ هغه یې) شپږخنډیز (هیگزاگونال) سېستم او د الماسو هغه یې مکعبي بلوري سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې د گرافیټ هغه a=۲,٤٦; c=٦,٧١ انگسترومه او د الماسو هغه a=۳,٥٦٧ انگسترومه دی.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې (د الماسو) ۱۸۲۰ کیلوینه ده.

کیمیایي خواص یې

- د کاربون کووالینسي نیم قطر ۷۷ پ. م دی.
- د ایون نیمایي قطر یې ۱۲ (**۴e**+) ۲۶۰ (**۴e**-) پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې **۲,۵۵** پاولینگه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۴، ۳، ۲، ۱، ۰، ۱-، ۲-، ۳-، ۴- دي.

- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۱۰۸۵,۷ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۱۱,۲۵) الکترون ولټه ده.

کاربون په عادي تودوخه کې غیرفعال دی. د تودوخې په ډېرو لوړو درجو کې له ډېرو عنصرنو سره مرکبونه جوړوي او پیاوړی بشپړوونکی خاصیت ښیي. د کاربون د بېلابېلو بڼو کیمیایي فعالیت بې شکله کاربون، ګرافیټ او الماس وژني، دوی په هوا کې د تودوخې په ۳۰۰-۵۰۰، ۶۰۰-۷۰۰ او ۸۵۰-۱۰۰۰ س.ګ درجو کې په خپل سر اور اخلي.

د کاربون ډای اکسایډ CO_2 د اکسایډ جوړولو درجه ۴ + ده، د میتان CH_4 د اکسایډ جوړولو درجه ۴ - ده، د فلزونو کاربونیلونو CO د اکسایډ جوړولو درجه کله کله ۲+ وي او د سیانوجین C_2N_2 د اکسایډ جوړولو درجه ۳ + ده ؛ د الکترون د جذبولو میل یې ۱,۲۷ الکترون ولټه دی.

ایزوټوپونه یې

د کاربون عنصر ۱۵ ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۸ (^{8}C) څخه پیل او پر ۲۲ (^{22}C) پای ته رسیږي. له دې شمېر څخه یې ۲ ایزوټوپونه پایښت لرونکي دي او هغه د ^{12}C او ^{13}C ایزوټوپونه دي. په طبیعي کاربون کې د دغو دوو ایزوټوپونو کچه ۹۸,۹۳ سلنه او ۱,۰۷ سلنه ده. د دې عنصر نور ۱۳ ایزوټوپونه رادیواکتیفي (بې پایښته) دي چې له دوی څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د کاربون-۱۴ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۵۷۰۰ کاله دی او د ځمکې په پاسني کلک قشر او اتموسفیر کې شتون لري. کاربون یو سپک عنصر دی او د ده ایزوټوپونه د کتلې له پلوه ډېر توپیر لري، یانې دا چې د فیزیکي خواصو له پلوه هم په خپل منځ کې توپیر لري، ځکه خو په ډېرو طبیعي بهیرونو کې دوی ټوټې ټوټې کیږي او سره بېلیږي.

د کاربون-۱۴ ایزوټوپ د نایټروجن-۱۴ ایزوټوپ (^{14}N) د نیوترونونو پر مټ د وړانګې ورکولو په پایله کې جوړیږي چې د تعامل معادله یې دا ده:

$$^{14}_{7}\mathrm{N} + ^{1}_{0}\mathrm{n} \rightarrow ^{14}_{6}\mathrm{C} + ^{1}_{1}\mathrm{H}$$

د کاربون-۱۴ ایزوټوپ د کیهاني وړانګې ورکولو تر اغېز لاندې په اتموسفیر کې له اتموسفیري نایټروجنه جوړیږي. د کاربون-۱۴ ایزوټوپ له لږې چټکتیا سره د ځمکې په پاسني قشر کې هم جوړیږي.

له نورو مصنوعي رادیواکتیفي ایزوټوپونو څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{11}C ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۲۰٫۳۳۴ دقیقې دی. د نورو ټولو رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمایي عمر تر ۲۰ ثانیو لنډ دی، د ډېری نیمایي عمر یې تر ۲۰۰ میلي ثانیو هم لنډ دی.

د کاربون ډولونه

د کاربون الوتروپي ډولونه تر نورو ټولو زیات دي، چې څه د پاسه ۸ یې پېژندل شوي دي. د کاربون الوتروپي ډولونه د خپلو خواصو له پلوه یو تر بل ډېر ژور توپیرونه لري چې له نرمه نیولې تر کلکه پورې، له نارڼو نیولې تر رڼو پورې، له ارزانو نیولې تر قیمته پورې دي. د کاربون دا الوتروپي ډولونه د کاربون جامد بې شکله اجسام (توکي) دي لکه سکاره، اورغی (لوی، دوده)، نانوځګ، بلوري الوتروپونه لکه نانوتیوبونه، الماس، پنډوسونه یا (**fullerene**)، ګرافیټ، لونډسډیلیټ، او سیرافیټ.

د کاربون بلوري ډولونه

- الماس ـ د الماس کلمه له عربي ژبې څخه نورو ژبو ته لېږدېدلې او د «نه ماتېدونکي» مانا لري. دا د کاربون د الوتروپي مکعبي بڼه ده. په عادي شرایطو

کې میتاپایښت لرونکی دی، یانې دا چې کولای شي د شتون موده یې محدوده نه وي او اوږده موده شتون ولري. که چیرې په خلا کې یا په نجیبه گاز کې د تودوخې تر لوړو درجو لاندې راوستل شي، نو ورو ورو په گرافیټ بدلیږي.

- گرافین-دا د کاربون دوه بعدي الوتروپي ډول دی چې د کاربون د اتومونو له داسې قشر څخه جوړ شوی چې پرېږوالی یې د یو اتوم په کچه دی.
- گرافیټ-دا یو مینرال دی چې د بلوري جالۍ مالگې یې کېدای شي د یو بل په وړاندې په بېلابېل ډول ځای پر ځای شي او د پولي تیپونو (گڼ بڼه ییز، گڼ بېلگیز) څنځیر جوړوي.
- کاربین-کاربین د کاربون داسې ډول دی چې درېگوني اړیکي -C≡C-C≡C- یا غبرگ متراکم اړیکي =C=C=C=C= لري.
- لونسډیلیټ-دا یو شپږڅنډیز (هیگزاگونال) الماس دی.
- نانوالماس-د کاربون دا ډول د جوړښت مکعبي بلوري سېستم لري.
- پنډوسي (یا فولیرین) -د کاربون دا ډول یو مالیکولي مرکب دی.
- د کاربون فیبر-دکاربون دا ډول داسې ډېر نري تارونه لري چې پرېږوالی یې له ۵ تر ۱۵ میکرونو پورې دی او دا تارونه د کاربون له اتومونو جوړ دي.
- کاربوني نانوفیبر-دا سلندر ته ورته کاربوني جوړښتونه دي او د گرافین مخروطي ته ورته قشرونو څخه جوړ دي.

د کاربون بې شکله (امورفي) ډولونه

- فعال کاربون-دا دانه یي غوندې توکی دی چې له بېلابېلو کاربون لرونکیو عضوي توکیو څخه لاس ته راځي، لکه د لرگیو سکاره، د ډبرو سکرو کوک، نفتي کوک، د کوپریو (کوکوس) او داسې نور.
- د لرگیو سکاره - د کاربون دا ډول داسې لاس ته راځي چې پر سوځېدلیو لرگیو (سکروټو) باندې هوا او اکسیجن بندیږي.

- د انترا سیت سکاره.
- د ډبرو سکرو، نفتي او د اسې نور کوک.
- تخنیکي کاربون.
- اورغی (لوی، دوده).
- کاربوني نانوځگونه.

د بېلابېلو بڼو لرونکي کاربونونه

- استرالیني (**astralenes**) کاربون.
- دوه اتومه کاربون (دوه اتوم لرونکی کاربون).
- کاربوني نانومخروطونه.

جوړښت یې

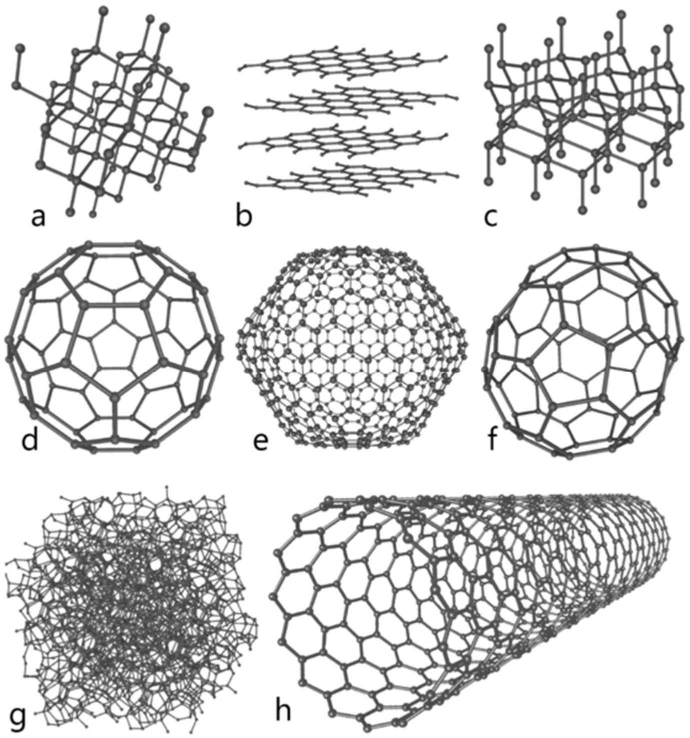
د کاربون د اتوم الکتروني اوربیتالونه د دوی د الکتروني اوربیتالونو له هایبریډایزېشن (**Hybridization**) سره سم بېلابېلې هندسي بڼې (شکلونه) لري. د کاربون اتوم درې بنسټیزې هندسي بڼې لري:

- څلور څنډېزه بڼه چې له یوه **S** او دریو **p** الکترونونو څخه جوړیږي (د sp^3 هایبریډایزېشن). د کاربون اتوم د څلورڅنډېز په منځ کې موقعیت لري، له څلورو برابرو سیگما (**σ**) اړیکو او د کاربون له اتومونو سره، د څلورڅنډېز په پاسنۍ برخه کې. د کاربون د اتوم دا هندسي بڼه د کاربون د الوتروپي ډولونو لکه الماسو او لونسډیلیټ سره برابروالی لري. د کاربون دا ډول هایبریډایزېشن د بېلگې په توگه په میتان او نورو هایډروکاربونونو کې شتون لري.
- د تریگونال بڼه، دا بڼه د یو **S** او دوو **p** الکتروني اوربیتالونو له یو ځای کېدو څخه جوړیږي چې د sp^2 هایبریډایزېشن نومیږي. د کاربون اتوم درې برابر

ارزښت لرونکي سيګما σ اړيکي لري چې له يو بل سره پر يو کچ (سطح) د ۱۲۰ درجو په زوايه کې موقعيت لري. د p اوربيتال چې په هايبريډايزېشن کې برخه نه اخلي، د سيګما σ کچ په وړاندې عمودي موقعيت لري، له نورو اتومونو سره د پي (π) اړيکو لپاره کارېږي. د کاربون د ګرافيت، فينول او نور ډولونه د دا ډول هندسي بڼو درلودونکي دي.

- قطري بڼه (د قطر بڼه)، دا بڼه د يو S اوربيتال او يوه p اوربيتال په يو ځای کېدو سره جوړېږي چې د sp هايبريډايزېشن په نامه يادېږي. له دې سره يو ځای دوه الکتروني وربڅې د يوه لوري په اوږدو کې غځېدلې او نامتقارنو (asymmetrical) ډمبلو ته ورته بڼه لري. د p دوه نور الکترونونه د پي π اړيکی ورکوي. د دې ډول هندسي بڼې اتوم لرونکی کاربون د کاربين يو ځانګړی ډول جوړوي.

پر ۲۰۱۰ ز کال د «نوټينهېم ستېيوېن ليډل» پوهنتون او همکارانو داسې (مونومېري) مرکب تر لاسه کړ چې د کاربون د اتوم څلور اړيکي پکې پر يو کچ موقعيت لري. تر دې مخکې د «هوار کاربون» شونتيا د «پاول فون شلېير» له خوا د H_2CLi_2 توکي لپاره وړاندويل شوی وو، خو دا توکی سينتېز نه شو.



انځور : د کاربون د بېلابېلو ډولونو د جوړښت بڼې، **a** : الماس، **b** : گرافیټ، **c** : لونسډیلیټ، **d** : فولیرین-باکیبول $C_{۶۰}$، **e** : فولیرین $C_{۵۴۰}$ ، **f** : فولیرین $C_{۷۰}$، **g** : بې شکله (امورفي) کاربون، **h**: کاربوني نانولوله.

گرافیټ او الماس

د کاربون بنستیز الوتروپي ډولونه الماس او گرافیټ تر نورو ټولو ډېر او ښه څېړل شوي دي. په عادي شرایطو کې له ترموډینامیکي پلوه یوازې گرافیټ پایښت لرونکی دی، خو الماس او نور ډولونه یې پایښت ته ورته حالت (**Metastability**) لري. د اتموسفیر په فشار کې او د تودوخې له ۱۲۰۰ څخه لوړو کیلوین درجو کې الماس ورو ورو په گرافیټ بدلیږي، د تودوخې تر ۲۱۰۰ څخه لوړه کیلوین درجه کې یې بدلون په یوه ثانیه کې پای ته رسیږي . د **ΔH.** تېرېدنه ۸۹۸ , ۱ کیلوجوله\ موله . کاربون په عادي فشار کې او د

تودوخې په ۳۷۸۰ کیلوین درجو کې تصعیدیږي (سوبلیمېشن کیږي) . اوبلن کاربون یوازې په ټاکلي بهرني فشار کې شتون لري. دربګوني ټکي: ګرافیټ - مایع - بړاس = T = ۴۱۳۰ K, p = ۱۰,۷ میګاپاسکاله. په سیده ډول په الماسو باندې د ګرافیټ بدلېدل د تودوخې په ۳۰۰۰ کیلوین درجو او ۱۱-۱۲ ګیګاپاسکاله فشار کې شونی دی.

تر ۲۰ ګیګاپاسکاله لوړ فشار کې د ډېر کثافت لرونکي کاربون-۳ ډول د جوړېدو اټکل کیږي (کثافت یې د الماس تر کثافته ۱۵-۲۰ سلنه ډېر دی). په لوړو فشارونو او په پرتلیزه توګه د تودوخې په ټیټو درجو (د ۱۲۰۰ کیلوین شاوخوا) کې له لوړ عیار شوي ګرافیټ څخه د کاربون شپږڅنډیز (هیګزاګونال) سېستم لرونکی ډول جوړیږي.

ډېر کوشني (نانو الماسونه)

پر ۱۹۸۰ ز کلونو په شوروي اتحاد کې دا کشف شوه چې د ډینامیکي فشار په شرایطو کې کاربون لرونکي توکي کولای شي چې الماسو ته ورته جوړښتونه جوړ کړي، چې د ډېرو کوشنیو الماسو په نامه ونومول شول. په اوسني وخت کې ورته ورځ تر بلې د نانوالماس نومونه ډېره کاریږي. په دغسې توکیو کې د ذرو کچه د نانومتر په یوون (واحد) ده. د ډېرو کوشنیو الماسو د جوړېدو شرایط کېدای شي چې د چاودېدونکیو توکیو د چاودېدو پر مهال پلي شي، چې ډېر لوی منفي اکسیجني انډول (بېلانس) ورسره مل وي. د ساري په توګه د ترینې تروتولوین $C_7H_5N_3O_6$ او هیکسوجن $C_3H_6N_6O_6$ مخلوطونه. همدا راز دا ډول شرایط کېدای شي چې له ځمکې سره د اسماني اجسامو د لګېدو پر مهال هم رامنځته شي، البته چې کاربون لرونکي توکي ورسره وي لکه تورب، سکاره او داسې نور. د ۱۹۰۸ ز کال د جولای پر ۱۷ د روسیې په «تونګوسکا» کې د اسماني ډبرې تر لوېدو وروسته د ډبرې د لوېدو په ځای کې ډېر کوشني الماس ومومندل شول.

کاربین

کاربین د کاربون هغه ډول دی چې شپږڅنډيز (هيګزاګونال) بلوري سېستم او د ماليکولونو ځنځيري جوړښت لري. د کاربين څو بڼې پېژندل شوې چې په واحد سلول کې يې د اتومونو شمېر، د سلول کچه او کثافت يو تر بل توپير لري. کاربين په طبيعت کې د چارويټ مينرال، چې فورمول يې $K(Ca;Na)_2Si_4O_{10}(OH;F)\cdot H_2O$ دی، په بڼه موندل کيږي (په ګرافيټ کې يې سپين رګونه شتون لري)، له اسيټيلين C_2H_2 څخه د اکسايډېشن او په مصنوعي ډول پر ګرافيټ باندې د لايزر وړانګې د اغېز کولو پر مټ لاس ته راغلی دی.

کاربين ووړ بلوري تور رنګه پوډر دی چې کثافت يې په يو س. م. م کې له ۱,۹ څخه تر ۲ ګرامو دی. کاربين په مصنوعي شرايطو کې د کاربون د اتومونو له اوږدو ځنځيرونو څخه، چې په خپل منځ کې په موازي ډول ترتيب لري، لاس ته راغلی دی.

د کاربين په ماليکول کې د کاربون اتومونه په نوبت سره په ځنځيرونو کې يا خو په درېګونيو او يوګونيو اړيکو کې، يا هم په تلپاتې دوه ګونيو اړيکو کې يو ځای شوي دي. دا توکی لومړی ځل د ۲۰ پېړۍ د شپېتمو کلونو په سر کې د شوروي اتحاد کيمياپوهانو «و. و. کورشاکوف»، «ا. م. سلادکوف»، «و. ای. کساتوچکين»، او «يو. پ. کودريافڅېف» له خوا د شوروي اتحاد د پوهنو اکاډمۍ د عنصرونو او عضوي مرکبونو په انستيتيوت کې تر لاسه شو. کاربين د برېښنا نيم تېروونکی دی او د رڼا تر اغېز لاندې يې د برېښنا تېرولو وړتيا ډېرېږي.

فولیرینونه او کاربوني نانو تیوبونه

کاربون همدا راز د کلوسټرې (cluster) ذرو په بڼه نامتو دی لکه C_{60}, C_{70}, C_{80}, C_{90}, C_{100} او دې ته ورته (فولیرینونه)، همدا راز ګرافینونه، نانو تیوبونه او د پېچلي جوړښتونو لرونکي لکه استرالینونه.

بې شکله کاربون (جوړښت)

د بې شکله (امورفي) کاربون د جوړښت په بنسټ کې د ګرافیټ مونوبلوري بې نظمه جوړښت پروت دی، یانې چې تل نور توکي ورسره ګډ وي. دا توکي کوک، قهوه یي رنګه او د ډېرو سکاره، تخنیکي کاربون ، اورغی (لوی) او فعال کاربون دی.

انځور: د فعال کاربون یوه بېلګه

غیر عضوي مرکبونه یې

کاربون له ډېرو عنصرونو سره تعامل کوي. له نافلزونو سره د ده مرکبونه خپل نومونه لري لکه میتان CH_4 او تیترافلورومیتان CF_4 .

د کاربون د سوځېدو په پایله کې رامنځته کېدونکي توکي کاربون مونوکسایډ CO او کاربون ډای اکسایډ CO_2 دي . د کاربون ناپایدار ترای کاربون ډای اکسایډ C_3O_2 هم پېژندل شوی چې د ویلي کېدو تودوخه یې ۱۱۱- س. ګ درجې، او د اېشېدو تودوخه یې ۷ س . ګ درجې ده . همدا راز ځینې نور اکسایډونه هم لري، لکه میلیټیک انهیډرایډ $C_{12}O_9$، پینټاکاربون ډای اکسایډ C_5O_2، هیګزا هایډروکسي بینزین تریسوکسالاټ $C_{12}O_{12}$. ګرافیټ او بې شکله کاربون له هایډروجن H_2 سره د تودوخې په ۱۲۰۰ س. ګ درجو کې تعامل کوي او له فلورینو F_2 سره هم په ۹۰۰ س. ګ درجو کې.

کاربون ډای اکسایډ CO_2 له اوبو سره تعامل کوي او کمزوری کاربونیک اسیډ H_2CO_3 جوړوي، چې دوی بیا په خپل وار مالګې یانې کاربوناټونه جوړوي . په ځمکه کې یې کلسیم کاربوناټ $CaCO_3$ (یانې مینرالي بڼو یې لکه تباشیر، د مرمر ډبرو، کلسیټ $CaCO_3$ ، د اهک ډبرې او نورو) او مګنیزیم کاربوناټ $MgCO_3$ (د ډولومیټ مینرالي بڼه) تر ټولو ډېره پراختیا موندلې ده.

ګرافیټ له هالوجینونو، الکلي فلزونو او نورو توکیو سره د کلاټراټ مرکبونه جوړوي. د برېښنایي چارج د خوشي کولو پر مهال د سکرو د الکترودونو ترمنځ د نایټروجن په اتموسفیر کې سیانوجین C_2N_2 جوړوي. د تودوخې په لوړو درجو کې د هایډروجن H_2 او نایټروجن N_2 له مخلوط سره د کاربون د تعامل په پایله کې هایډروجن سیانیډ HCN لاس ته راځي. په دې لاندې معادله کې یې له امونیا NH_3 سره د میتان CH_4 تعامل ښودل شوی او په پایله کې یې هایډروجن سیانیډ HCN جوړ کړی:

$$NH_3 + CH_4 \xrightarrow{Pt} HCN + 3H_2 \uparrow$$

له سولفور S سره د کاربون د تعامل پر مهال کاربون ډای سولفیډ CS_2 جوړېږي، همدا راز یې د کاربون مونوسولفیډ CS او کاربون سابسولفیډ C_3S_2 مرکبونه هم پېژندل شوي دي. کاربون له ډېری فلزونو سره په تعامل کولو کې کاربیډونه جوړوي. په دې لاندې معادلو

کې یې له الومینیم Al سره د تعامل په پایله کې الومینیم کاربیډ Al_4C_3 او له کلسیم Ca سره د تعامل په پایله کې کلسیم کاربیډ CaC_2 جوړ کړی دی:

$$4Al + 3C \xrightarrow{t} Al_4C_3$$

$$Ca + 2C \xrightarrow{t} CaC_2$$

په صنعت کې د اوبو H_2O له بړاس سره د کاربون C تعامل مهم دی. له دې لاندې معادلې سره سم یې د تعامل په پایله کې کاربون مونوکسایډ CO او هایډروجن H_2 جوړ کړي دي:

$$C + H_2O \rightarrow CO \uparrow + H_2 \uparrow$$

کاربون ته د تودوخې ورکولو پر مهال کاربون د فلزونو اکسایډونه تر فلزونو پورې بشپړوي او جوړوي یې. د کاربون دا خاصیت په فلز ویلي کولو صنعت کې ډېر کاریږي.

عضوي مرکبونه یې

کاربون دا وړتیا لري چې پولیمیري ځنځیرونه جوړ کړي او له همدې لامله د کاربون پر بنسټ ګڼ شمېر مرکبونه رامنځته کوي چې تر غیرعضوي مرکبونو خورا ډېر دي. پر دې شمېر مرکبونو عضوي کیمیا بحث کوي او څېړي یې. د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو ډېر پراخ ګروپونه هایډروکاربونونه، پروټینونه، غوړي، شحمیات او نور دي.

د کاربون مرکبونه د ځمکنی ژوند بنسټ جوړوي او د دوی خواص تر ډېره بریده د داسې شرایطو ډګر ټاکي چې د ژوند دا ډول بڼې پکې شتون درلودای شي. په ژوندیو ژوندینکو کې د اتومونو د شمېر له پلوه د کاربون ونډه په سلو کې **۲۵** سلنه ده، د کتلې له پلوه یې ونډه نږدې ۱۸ سلنه ده.

کارونه يې

ګرافيټ په وچکښ (پنسل) جوړولو صنعت کې کاريږي، خو له ختې سره په مخلوط کې، ځکه چې د ده نرموالی کموي. همدا راز يې د تودوخې په ډېرو ځانګړيو لوړو او ساړو په ډېرو ټيټو درجو کې د ملهم په توګه کاريږي. ګرافيټ د ويلي کولو ډېره لوړه درجه لري او له همدې لامله دا شونتيا برابروي چې له ده څخه اوکلۍ ته ورته لوښي (**crucible**) جوړ او د ويلي شويو فلزونو د توييښت (ريخته ګرۍ) لپاره وکاريږي. د ګرافيټ دا وړتيا چې د بريښنا بهير تېروي، هم دا شونتيا برابروي چې د لوړ کيفيت الکترودونه ترې جوړ شي.

الماس د ځانګړي کلکوالي لامله د توږلو او غوڅولو په برخه کې ساري نه لري. له ده څخه د ارو، برمو ماشينونو او نورو په جوړولو کې کار اخيستل کيږي. سربېره پر دې توږل شوي الماس د ډېرو قيمتي ډبرو او غميو په ډول د زرګرۍ په چارو او ګاڼو په جوړولو کې کاريږي. د کميابۍ، لوړ زينتي، ښکلاييز او تاريخي کيفيت له برکته الماس تر ټولو غميو قيمت ترين غمی دی. الماس د تودوخې تېرولو لوړه وړتيا لري، د بريښنا نيم تېرولو تخنيک په پروسيسرونو کې د قشر په توګه ترې کار اخيستل کيږي او ښه راتلونکې لري. خو د الماسو لوړ قيمت (د يوه ګرام بيه يې **۵۰** ډالره ده) او د ده د توږلو ستونزمن کار په دې برخه کې د ده کارونه لږه کړې او محدوده کړې ده.

په درملپوهنه (فارماکولوجۍ) او طب کې د کاربون بېلابېل مرکبونه کاريږي، لکه کاربونيک اسيډ **H_2CO_3** او کاربوني تېزابونه، بېلابېل هيتروسيکليکونه، پوليميرونه او نور مرکبونه. کاربولين (فعال کاربون) له بدن څخه د بېلابېلو زهرو د جذبولو او ايستلو لپاره کاريږي. ګرافيټ (د ملهمو په بڼه) د پوست د ناروغۍ د درملنې لپاره کاريږي. د کاربون راديواکتيفي ايزوټوپونه په پوهنيزو څېړنو (راديوکاربوني نېټه ټاکنه) کې کاريږي.

دا عنصر د انسان په ژوند کې ډېر ستر رول لوبوي. د ده کارونه همدومره ډېره بېلابېله ده، لکه څومره چې پخپله دا عنصر بېلابېل او ګڼ مخيز دی. له دې شمېر څخه کاربون د پولادو په جوړولو کې يو حتمي عنصر او د هغه يوه حتمي برخه ده. د پولادو په سلو کې تر ۲,۱۴ سلنه کاربون دی، د چوون په ترکيب کې هم په سلو کې څه د پاسه ۲,۱۴ سلنه کاربون شتون لري.

کاربون د ټولو عضوي توکيو بنسټ دی. هر ژوندی اورګانيزم تر ډېره بريده له کاربونه جوړ دی. کاربون د ژوند بنسټ دی. د ژونديو اورګانيزمونو لپاره له اتموسفير يا له اوبو څخه د کاربون سرچينه زياتره کاربون ډای اکسايډ CO_2 دی. دی د فوتوسينتېز په پايله کې بيولوجيکي غذايي ځنځيرونو ته داخلېږي، ژوندي موجودات په خپل وار يو بل خوري او په دې ډول کاربون د خپل بدن د جوړېدو لپاره تر لاسه کوي. د دې عنصر بيولوجيکي دوره يا د کاربون د اکسايډ په جوړولو سره اتموسفير ته ستنيږي، يا هم په ځمکه کې د سکرو يا نفتو د خښېدو له لارې پای ته رسيږي.

دا عنصر د طبيعي (له ځمکې څخه تر لاسه کېدونکي) سونتوکي په توګه، لکه سکاره او هايډروکاربونونه (نفت، طبيعي ګاز) د بشريت لپاره د انرژۍ يوه له ډېرو مهمو سرچينو څخه ده.

د کاربون زهري اغېز

دا کيميايي عنصر د اتموسفير د ايروسولونو (**Aerosol**) په ترکيب کې ګډون لري، چې په پايله کې يې کېدای شي سيمه يزه اوبهوا بدله شي او د لمريزو ورځو شمېرکم شي. دا عنصر چاپيريال ته د موټريز ترانسپورټ له خوا د بهر شويو ګازونو په ترکيب کې، د برېښنا په تودوخيز سټېشن کې د سکرو د سوځولو، په ازاده فضا کې د سکرو جوړولو، تر ځمکې لاندې د دوی د ګازي کولو، د سکرو د ټينګتوکي (**concentrate**) جوړولو او داسې نورو له لارې د اورغۍ (لوی، دوده) په بڼه وزي. د سوځېدو پر سرچينه باندې د

کاربون ډېروالی په یو متر مکعب کې له ۱۰۰ تر ۴۰۰ میکرو گرامو، د لویو ښارونو په سیمه کې په یو مترمکعب کې له **۲٫۴** څخه تر **۹٫۱۵** میکروگرامو، په کلیوالي سیمو کې په یو متر مکعب کې له **۰٫۵** څخه تر ۰٫۸ میکروگرامو دی. د برېښنا اټومي سټېشن له گازي ایروسولونو سره یو ځای چاپیریال ته په ۲۴ ساعته کې ۱۰⁹·**(۱۵—۲)** بیکرېله **$^{14}CO_2$** وباسي.

په اتموسفیر کې د کاربون زیاتېدنه د وګړیو ناروغۍ زیاتوي، په تېره بیا د تنفسي جهاز او سږیو ناروغۍ. په ټوله کې د انتراکوز، او د سږیو د برانشیت ناروغۍ راپیدا کوي. د کاري سیمې په هوا کې د کاربون د پرې ښودو وړ لوړترینه کچه په یو متر مکعب کې د میلي گرام په شمېر: الماس ۸٫۰، انتراسیت ۲٫۰، د ډېرو سکاره ۱۰٫۰، تخنیکي کاربون او کاربوني گرد ۴٫۰ ده؛ په اتموسفیر هوا کې د لوړ برید کچه **۰٫۱۵**، په یو شواروز کې منځنۍ کچه **۰٫۰۵** میلي گرامه په یو متر مکعب کې.

د کاربون-۱۴ رادیواکتیفي ایزوټوپ، چې د بیولوجیکي مالیکولونو په ترکیب کې ګډون لري (په تېره بیا په ډي این اې **(DNA)** ماکرومالیکول او د ار این اې **(RNA)** ماکرومالیکول کې)، زهري اغېز له **β** بېټا-ذرو سره د ده د ګډ وړانګیز فعالیت **(^{14}C (β) → ^{14}N)** له مخې ټاکل کېدای شي چې د مالیکول د کیمیایي ترکیب بدلون رامنځته کوي. په کاري ډګر کې د کاربون-۱۴ رادیواکتیفي ایزوټوپ د پرې ښودو وړ لوړترینه کچه **۱٫۳** بیکرېله ده، د اتموسفیر په هوا کې **۴٫۴** بیکرېله،د اوبو په یوه لیټر کې ۱۰⁴-۰، **۳** بیکرېله ده. د انسان له تنفسي جهاز څخه یې په یو کال کې د کاربون د تېرېدو لوړه کچه ۱۰⁸-۲، **۳** بیکرېله ده.

۷. نایټروجن

نایټروجن د کیمیایي عنصرونو د دوره يي جدول د دویمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۷ او سېمبول یې N دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Nitrogenium**)، په انګریزي کې (**Nitrogen**) او په روسي ژبه کې (**Азóт**) دی. دا عنصر په عادي حالت او شرایطو کې غیرفعال دی. دا یو دوه اتومه، بې رنګه، بې خونده او بې بویه ګاز دی. کیمیایي فورمول یې N_2 دی. د ځمکې د اتموسفیر له ۴ تر ۳ برخې نایټروجن جوړه کړې. د ثبت د سي اې اېس (**C�S**) شمېره یې (۹-۳۷ - ۷۷۲۷) ده.

انځور: اوبلن نایټروجن په عادي ستاندارتو شرایطو کې یو بې رنګه، بې خونده او بې بویه ګاز دی

د کشف تاریخچه یې

پر ۱۷۷۲ ز کال برتانوي فیزیکپوه او کیمیاپوه «هینري کاوینډیش» (۱۷۳۱-۱۸۱۰) یوه داسې تجربه وکړه: ده په سرو شویو سکرو باندې ډېر ځله هوا ورخوشي کړه، تر دې

وروسته يې هغوی په الکلي باندې پاک کړل، په پایله کې یو داسې توکی ترې پاتې شو چې «کاوینډیش» د خپک کوونکې هوا په نامه ونوموله. د اوسنی کیمیا له دریځه مالومه شوې چې له سرو شویو سکرو سره د هوا د اکسیجن په تعامل کې کاربون ډای اکسایډ CO_2 راپیدا کېده چې وروسته په الکلي باندې جذبېده. د دې په ترڅ کې د پاتې کېدونې ګاز ډېره برخه نایټروجن وو. په دې ډول «کاوینډیش» نایټروجن بېل کړ، خو پوه نه شو چې دا نوی ساده توکی کیمیایي عنصر دی. پر هماغه کال «کاوینډیش» د دې تجربې په اړه برتانوي کیمیاپوه «جوزیف پریستلي» (۱۷۳۳-۱۸۰۴) ته خبر ورکړ.

دا فاکټ په زړه پورې دی چې ده وکولای شول نایټروجن له اکسیجن سره د برېښنایي بهیر پر مټ یو ځای کړي. د نایټروجن د اکسایډونو تر جذبولو وروسته یې لږ کچه ګاز د پاتې شوني په توګه تر لاسه کړ چې کورټ غیر فعال وو، خو لکه د نایټروجن د پېښې په څېر و یې نه شو کولای پوه شي چې نوی کیمیایي عنصر یې لاس ته راوړی او دا نوی عنصر د ارګون Ar نجیبه ګاز دی.

«پریستلي» په دې وخت کې د داسې نویو ازمایښتونو لړۍ ترسره کوله چې په هغوی کې یې د هوا اکسیجن سره یو ځای کاوه او لاس ته راوړی کاربون ډای اکسایډ یې لري کاوه، یانې دا چې هغه هم نایټروجن تر لاسه کاوه خو په داسې حال کې چې دا مهال د لاسبرې فلوجیستون تیوری پلوی وو، تر لاسه کړې پایلې یې کورټ ناسمې تعبیر کړې. د ده له لیده بهیر (پروسه) سرچپه وو، هغه دا چې له ګازي مخلوط څخه اکسیجن نه، بلکې د سوځولو په پایله کې هوا له فلوجیستونه مشبوع کېده. پاتې شوې هوا (یانې نایټروجن) ده د مشبوع شوي فلوجیستون په نامه یاد کړ. ښکاره خبره ده چې که څه هم «پریستلي» وکړای شول چې نایټروجن بېل کړي او لاس ته یې راوړي، خو د خپل کشف په ماهیت پوه نه شو، ځکه د نایټروجن لومړنی کشفوونکی نه ګڼل کیږي.

هممهال سویډني کیمیاپوه «کارل ویلهلم شیله» (۱۷۴۲-۱۷۸۶) دې ته ورته ازمایښتونه له همدې ډول پایلو سره کول.

سکاټلېنډي کیمیاپوه «دانیېل رادرفورډ» (۱۷۴۹-۱۸۱۹) پر ۱۷۷۲ ز کال نایټروجن د «خرابې شوې هوا» تر نامه لاندې د ساده توکي په توګه بیان کړ. ده د ماسترۍ رساله چاپ کړه او په هغې کې یې د نایټروجن بنسټیز خواص وښودل. هغه دا چې نایټروجن له الکلیو سره تعامل نه کوي، د سوځېدو او تنفس کولو وړ نه دی. همدغه «دانیېل رادرفورډ» د نایټروجن لومړنی کشفوونکی ګڼل کیږي. دی هم د فلوجیستون تیورۍ پلوی وو، ځکه خو ده هم ونه شو کولای پر دې پوه شي چې څه شی یې بېل کړي او لاس ته راوړي دي. په دې ډول ویلای شو چې په کره ډول د نایټروجن د لومړني کشفوونکي نوم‌پرل ناشونی دی.

د نامه ریښه یې

د نایټروجن نوم په پرانسي ژبه کې «ازوټ» (Azote) دی. د ډېرو خپرو شویو تعبیرونو له مخې دا کلمه د لرغونې یوناني ژبې له (ἄζωτος) (azotos) «ازوټوس» څخه اخیستل شوې چې د «بې ژونده، مړه» مانا لري. تر دې دمخه یې د «فلوجیستون شوی»، «ډېر بدبویه، ډډوزی»، «خرابه شوې هوا» نومونه پر ۱۷۸۷ ز کال پرانسي کیمیاپوه «انتوان لاورینټ دې لاوېزیر» وړاندیز کړي ول چې هغه مهال یې د نورو پرانسي پوهانو په ډله کې د کیمیایي نومښودنې آرونه طرحه کول. لکه څنګه چې پاس ښودل شوي، هغه مهال دا مالومه شوې وه چې نایټروجن د تنفس او سوځېدو وړ نه دی. د دې عنصر دا خاصیت یې تر ټولو ډېر مهم وباله. که څه هم وروسته دا څرګنده شوه چې نایټروجن برعکس د ټولو ژوندیو موجوداتو لپاره ډېر ارزښتناک دی، خو نوم یې په پرانسي او روسي ژبو کې هماغسې وساتل شو.

یو بل تعبیر هم شتون لري. د «ازوټ» (Azote) (Азот) کلمه «لاوېزیر» او د نومښودنې په چارو کې د ده همکارانو نه ده رغولې. دا نوم لا ان د منځنیو پېړیو په لومړیو کې د کیمیاګرۍ په کتابونو کې راغلی وو او «دفلزونو د لومړني توکي» مانا یې درلوده او هغه یې د ټولو موجوداتو «الفا او اومیګا» ګڼله. دا څرګندونه له «یوحنا مکاشفې» یا «پر یوحنا

وحې» یا په بله وینا د عیسی (ع) د وحې او مکاشفې له کتابه اخیستل شوې: «زه اووه الفا او اومېګا یم، پیل او پای». دا ویې د دریو ژبو د ابېځې (الفبې) له لومړیو او پای توریو څخه جوړ شوی او دا ژبې لاتیني، یوناني او لرغونې یهودي ژبه ده. دا ژبې هغه مهال سپېڅلې ګڼل کېدې، ځکه چې د انجیل له روایاتو سره سم پر هغه صلیب چې عیسی (ع) بې پرې راځړولی وو، باندې په همدغو دریو ژبو لیکل شوي وو چې (a ، الفا، الف او **зет** زیت، اومیګا، **маг** -AAAZOTH). د نوې کیمیایې نومنبودنې اوډونکې د دغې کلمې له شتونه ښه خبر ول؛ د دې د رغولو نوښتګر پرانسي کیمیاپوه «لویس برنارد ګیټون دې مورو» (۱۷۳۷-۱۸۱۲) په خپله «مېتودیکه انسکلوپېډیا» (۱۷۸۲) کې د دې نومونې د کیمیاګرۍ مانا څرګنده کړې وه.

کېدای شي د «ازوټ» (Azote) کلمه له دوو عربي کلمو څخه راغلې وي، یا له «اذ-ذات»، چې د «ماهیت» یا «دننني واقعیت» په مانا دی، یا هم له «زیبق» څخه چې د سیماب مانا لري.

په طبیعت کې د نایټروجن شتون

د ځمکې له ساحې بهر نایټروجن په ګازي غبارونو، د لمر په اتموسفیر، اورانوس، نیپټون، د ستوریو ترمنځ تشیال او داسې نورو ځایونو کې کشف شوی دی. تر هایډروجن، هیلیم او اکسیجن وروسته، نایټروجن په لمریز نظام کې د خپرېدا د ډېروالي له پلوه څلورم عنصر دی.

نایټروجن د دوه اتومه مالیکول N_2 په بڼه د اتموسفیر لویه برخه جوړه کړې او د ده کچه پکې د کتلې له پلوه ۷۵,۲ سلنه، یا د حجم له پلوه ۷۸,۰۸۴ سلنه ده، یانې نږدې ۳,۸۷۰۱۰^۱۵^ T (دا وروستی رقم ښایي چې په یو ټن کې د ده کچه وي) دی.

د ځمکې په پاسني قشر کې د نایټروجن کچه د بېلابېلو سرچینو د مالوماتو له مخې $۱۰^{۱۵}$ -(۰,۷ – **۱,۵**) ټنه ده. د ځمکې په پاسني ډېر نري هوموس (**humus**) یانې حاصلخېز قشر کې یې کچه د $۶\cdot۱۰^{۱۰}$ **T** ټنو په شاوخوا کې ده، خو د ځمکې په لږ لاندې «منټل» (**mantle**) قشر کې یې کچه $۱,۳\cdot۱۰^{۱۶}$ **T** ټنه ده. د کتلو دا ډول نسبت داسې اټکل رامخې ته کوي چې د نایټروجن لویه سرچینه د «منټل» قشر پاسنۍ برخه ده، له هغه ځایه دا عنصر د ځمکې نورو قشرونو ته هم له اورشیندو غرونو سره ورځي.

په هایډروسفیر کې د حل شوي نایټروجن کتله، د دې په پام کې لرلو سره چې هممهال په اوبو کې د اتموسفیر د نایټروجن د حلېدو او اتموسفیر ته د ده د وتو بهیرونه ترسره کیږي، $۲\cdot۱۰^{۱۳}$ **T** ټنه ده. سربېره پر دې تخمینن $۷\cdot۱۰^{۱۱}$ **T** ټنه نایټروجن په هایډروسفیر کې د مرکبونو په ډول شتون لري.

ایزوټوپونه یې

طبېعي نایټروجن له دوو پایښت لرونکیو ایزوټوپونو جوړ دی چې هغه یو د نایټروجن-**۱۴** ایزوټوپ دی چې کچه یې **۹۹,۶۳۵** سلنه ده. بل یې د نایټروجن-**۱۵** ایزوټوپ دی چې کچه یې **۰,۳۶۵** سلنه ده. د نایټروجن نور **۱۴** رادیواکتیفي ایزوټوپونه او یو هسته یې ایزومیر هم پېژندل شوي او تر لاسه شوي چې د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د نایټروجن-**۱۳** ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۹,۹۶۵** دقیقې دی. د نورو ټولو ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر **۷,۱۵** ثانیو لنډ دی، د ډېری هغو نیمایي عمر یې تر یوې ثانیې هم لنډ دی. د ډېری هغو ایزوټوپونو، چې د کتلو شمېرې یې تر **۱۴** شمېرې کمې دي، د تجزیې ډول β^{+} بېتا- مثبت- تجزیه دی، او د ډېری هغو ایزوټوپونو چې د کتلو شمېرې یې تر **۱۵** لوړې دي، د تجزیې ډول β^{-} بېتا-منفي- تجزیه دی.

د نایټروجن زهریت

پخپله اتموسفیري نایټروجن ډېر غیر فعال دی، د انسان پر بدن او تي لرونکیو ژویو باندې سیده اغېز نه لري. خو بیا هم په لوړ فشار کې ټولیزه بې هوښي، نېشه توب او خپک کول (د اکسیجن د کموالي په حالت کې) لري . د فشار د ژر کموالي پر مهال نایټروجن د (Decompression sickness) ناروغي راپیدا کوي . د نایټروجن ډېر مرکبونه ډېر فعال او زهرجن دي.

لاس ته راوړل یې

نایټروجن په لابراتوارونو کې کېدای شي چې د امونیم نایټریټ NH_4NO_2 د تجزیې په تعامل سره تر لاسه شي:

$$NH_4NO_2 \rightarrow N_2 \uparrow +2H_2O$$

د سون تعامل یې ۸۰ کالوري (یا ۳۳۵ کیلوجوله) تودوخه ازادوي، نو له دې کبله د دې تعامل د ترسره کولو پر مهال د لوښي سړولو ته اړتیا ده، خو د تعامل د پیلولو لپاره یې د امونیم نایټریټ NH_4NO_2 تودولو ته اړتیا ده.

دا تعامل داسې ترسره کیږي چې مشبوع شوی سوډیم نایټریټ $NaNO_2$ محلول، تودوخه ورکړ شوي او مشبوع شوي امونیم سولفاټ $(NH_4)_2SO_4$ ته د څاڅکو په ډول وراضافه کیږي؛ پر دې مهال د تعویضي تعامل په پایله کې جوړېدونکی امونیم نایټریټ NH_4NO_2 سملاسي تجزیه کیږي.

پر دې مهال ازادېدونکی ګاز له امونیا NH_3 ګاز، له نیټروس اکسایډ N_2O ګاز او اکسیجن O_2 سره ګډ وي، نو د دې ګاز د چاڼلو او له ده څخه د نایټروجن د راجلاکولو لپاره دی په پرله پسې ډول د سولفوریک اسیډ H_2SO_4، وسپنې سولفاټ $FeSO_4$ له محلولونو

او له سرو شویو (تودوخه ورکړ شویو) مسو څخه تېریږي. تر دې وروسته لاس ته راغلی نایټروجن وچیږي.

په لابراتوار کې د نایټروجن د لاس ته راوړلو یوه بله لار دا ده چې د پوټاسیم ډای کروماټ $K_2Cr_2O_7$ او امونیم سولفاټ $(NH_4)_2SO_4$ مخلوط ته، چې د کتلې له پلوه یې نسبت ۱:۲ وي، تودوخه ورکول کیږي. دا تعامل له لاندینیو معادلو سره سم ترسره کیږي:

$$K_2Cr_2O_7 + (NH_4)_2SO_4 \rightarrow (NH_4)_2Cr_2O_7 + K_2SO_4$$

$$(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 \uparrow + Cr_2O_3 + 4H_2O$$

تر ټولو ډېرنږه نایټروجن کېدای شي چې د فلزونو له ازیډونو N_3^- (**Azides**) څخه تر لاسه شي. په دې لاندې معادله کې یې د نږه نایټروجن د لاس ته راوړلو لپاره د سوډیم ازیډ NaN_3 تجزیوي تعامل ښودل شوی:

$$2NaN_3 \xrightarrow{^{o}t} 2Na + 3N_2 \uparrow$$

د «هوایي» یا «اتموسفیري» نایټروجن، یانې له نجیبه ګازونو سره د نایټروجن مخلوط، له سره شوي (ډېره تودوخه ورکړ شوي) کوک سره د هوا د تعامل په پایله کې لاس ته راځي. په دې بهیر کې د «هوایي» (**Producer gas**) په نامه ګاز جوړیږي چې د کیمیایي سینتېزونو او سونتوکیو لپاره اوم توکی (ماده خام) دی. د اړتیا په صورت کې کېدای شي چې د کاربون مونوکسایډ **CO** له هغه څخه جذب شي او نایټروجن ترې بېل شي.

په صنعت کې مالیکولي نایټروجن د اوبلنې هوا له تقطیرولو (ډیسټیلېشن) څخه لاس ته راځي. «اتموسفیري نایټروجن» هم کېدای شي چې د همدغه مېتود پر مټ لاس ته راشي. همدا راز د نایټروجن د لاس ته راوړلو هغه ماشینونه او دستګاوې، چې د ګازونو د ممبراني او جذبي بېلولو مېتود پکې کاریږي، هم په پراخه پیمانه کاریږي.

له لابراتواري طريقو څخه يوه هم د تودوخې په ۷۰۰ ~ س. ګ درجو کې د مسو (II) پر اکسايډ CuO باندې د امونيا NH_3 ورخوشي کول دي چې معادله يې دا ده:

$$3CuO + 2NH_3 \rightarrow N_2 \uparrow +3Cu + 3H_2O$$

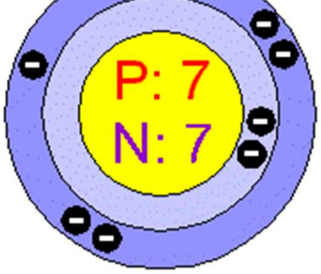
امونيا د دې مشبوع شوي محلول ته د تودوخې ورکولو په مرسته لاس ته راځي. د مسو اکسايډ CuO کچه له په حساب کې نيول شوي کچې څخه دوه ګرايه زياته ده. نايټروجن تر کارولو مخکې له اکسيجن او امونيا څخه پاکيږي او دا پاکېدنه داسې ترسره کيږي چې دی د تودوخې په ۷۰۰~ س. ګ درجو کې په مسو او د هغو په اکسايډ CuO (II) ورخوشي کيږي، تر دې وروسته يې په ټينګ سولفوريک اسيډ H_2SO_4 او وچو الکلي وچوي. دا بهير ډېر ورو ورو ترسره کيږي، خو په دې ارزي چې ترسره شي، ځکه چې د نايټروجن ډېر نږه ګاز ترې لاس ته راځي.

د نايټروجن اتوم

د نايټروجن د اتوم هسته له ۷ پروتونونو او ۷ نيوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۷ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۲ انرژيکي سويې لري، په بله وينا د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۲ ده. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲ او په دويمه کې يې ۵ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۴ دی

د اتوم نور خواص يې:

- د نايټروجن اتومي کتله ۱۴,۰۰۶۴۳ ؛ ۱۴,۰۰۷۲۸ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[He]\ 2s^2\ 2p^3$ سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۹۲ پ. م دی.



انځور: د نایټروجن د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د نایټروجن کثافت په عادي شرایطوکې په یو س. م. م کې **۰،۰۰۱۲۵۱** گرامه دی. د ساړو په منفي **۱۹۵،۸**- س. گ درجو کې ۰،۸۰۸ گرامه دی.
- د ساړو په منفي ۸۲ ، ۲۰۹ - س. گ درجو کې ویلي کیږي. (د ک په شمېر **۶۳،۲۹** درجو کې ویلي کیږي).
- د ساړو په منفي **۷۵ ، ۱۹۵**- س. گ درجو کې په اېشېدو راځي. (د ک په شمېر **۷۷،۴** درجې کیږي).
- د ویلي کېدو تودوالی یې ۰،۷۲۰ کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې **۵ ، ۵۷** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۹،۱۲۵** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې **۱۷،۳** س. م.م\موله دی.

نایټروجن په عادي شرایطو کې یو بې رنگه گاز دی، بوی نه لري، په اوبو کې لږ حلیږي، ۱۰۰ گرامه یې د تودوخې په صفر س. گ درجه کې په **۲،۳** میلي لیټره اوبو کې حلیږي؛ ۱۰۰ گرامه یې د تودوخې په ۸۰ س. گ درجو کې په **۰،۵** میلي لیټره اوبو کې حلیږي.

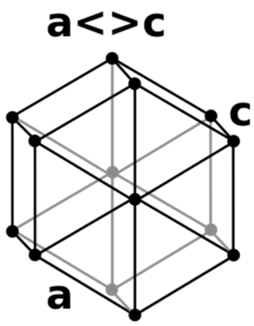
اوبلن نایټروجن د اوبو په څېر بې رنګه، خوځښت کوونکې مایع ده . د اوبلن نایټروجن کثافت په یو مترمکعب کې ۸۰۸ کیلوګرامه دی.

د سارو په منفي ۲۰۹٫۸۲- س. ګ درجو کې جامد حالت غوره کوي، چې واورې ته یا هم لویو تکو سپینو بلورونو (کریستالونو) ته ورته وي. له هوا سره د تماس پر مهال له هغې څخه اکسیجن راجذبوي، خو له دې سره یو ځای ویلي کیږي او په نایټروجن کې د اکسیجن محلول جوړوي.

د جامد نایټروجن ۳ بلوري ډولونه پېژندل شوي دي. د تودوخې له ۳۶٫۲۱ څخه تر ۶۳٫۲۹ کیلوین واټن کې د بېټا-نایټروجن β-N_2 فاز شتون لري چې د بلوري جالۍ جوړښت یې شپږڅنډیز (هیګزاګونال) سېستم لري؛ فضایي ګرپ یې P6_3/mmc ، د جالۍ پارامترونه a=۳٫۹۳ Å и c=۶٫۵۰ Å انګسترومه دي. تر ۳۶٫۲۱ کیلوین ټیټه تودوخیزه درجه کې د الفا- نایټروجن α-N_2 فاز پایښت لرونکی دی، چې د بلوري جالۍ جوړښت یې مکعبي دی، فضایي ګروپ یې Pa۳ یا P۲٫۳ دی او a=۵٫۶۶۰ Å انګسترومه پېر لرونکی دی. تر ۳۵۰۰ زیات اتموسفیر فشار لاندې او د تودوخې تر ۸۳ کیلوین ټیټو درجو کې یې د ګاما- نایټروجن γ-N_2 فاز جوړیږي چې د بلوري جالۍ جوړښت یې شپږڅنډیز (هیګزاګونال) سېستم رامنځته کوي.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د نایټروجن د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډیز (هیګزاګونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې ۵٫۶۶۱ انګسترومه دی.



انځور: د نايټروجن د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډيز (هيګزاګونال) سېستم لري

کيميايي خواص او د ماليکول جوړښت يې

- د نايټروجن کوواليېنسي نيمايي قطر **۷۵** پ. م دی.
- د ايون نيم قطر يې ۱۳ (**e ۵**+) ۱۷۱ (**e ۳**-) پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې **۳,۰۴** پاولينګه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجې يې **۵**، ۴، **۳**، ۲، ۱، ۰، ۱-، ۲-، **۳**- دي.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې **۱۴۰۱,۵** کيلوجوله\موله ده. په بل شمېر (**۱۴,۵۳**) الکترون ولټه ده.

نايټروجن په خپلواک ياني نړه حالت کې د دوه اتومه ماليکول **N_2** په ډول شتون لري چې الکتروني وېش يې په دې فورمول $\sigma_s, \sigma_s^{*2} \pi_{x,y}^4 \sigma_z$, سره تشرېح کيږي او د نايټروجن د اتومونو ترمنځ له درېګونيو اړيکو **N≡N** سره سمون لري (د اړيکي اوږدوالی يې $d_{N\equiv N}$ = **۰,۱۰۹۵** نانومتره دی). د دې په پايله کې د نايټروجن ماليکول ډېر کلک وي. په عادي شرايطو کې يې ماليکول نه تجزيه کيږي. د نايټروجن ماليکول ناقطبي دی او په کمزورۍ سره قطبي کيږي. د ماليکولونو ترمنځ يې د ګډ دوه اړخيز فعاليت ځواکونه ډېر کمزوري دي، ځکه خو نايټروجن په عادي شرايطو کې يو ګاز دی.

ان د تودوخې په ۳۰۰۰ س. ګ درجو کې د نایټروجن N_2 د تودوخیزې تجزیې کچه ۰,۱ سلنه ده، او یوازې د تودوخې په نږدې ۵۰۰۰ س. ګ درجو کې څو سلنو ته رسیږي (په عادي فشار کې) . د اتموسفیر په پاسنیو قشرونو کې د نایټروجن د مالیکولونو فوتوکیمیایي (**Photochemistry**) تجزیه پېښیږي. په لابراتواري شرایطو کې کېدای شي چې اتومي نایټروجن لاس ته راشي او هغه داسې چې ګازي نایټروجن د ډېر چارج بایللو په حالت کې د لوړ بریښنایي چارج تر ډګره تېریږي او اتومي نایټروجن جوړوي. اتومي نایټروجن تر مالیکولي هایډروجنه ډېر فعال دی، له دې شمېره د تودوخې په عادي درجو کې له سولفور، فاسفورس، ارسینیک او له یو شمېر فلزونو لکه سیمابو سره تعامل کوي.

د نایټروجن د مالیکول د ډېر کلکوالي لامله د ده ځینې مرکبونه تودوخه جذبوونکي دي (ډېری هالیډونه، ازیډونه، اکسایډونه) یانې د دوی د جوړښت انتالپي (**Enthalpy**) مثبت ده، خو د نایټروجن مرکبونه له تودوخیز پلوه لږ پایښت لرونکي دي او د تودوخې ورکولو پر مهال په اسانۍ تجزیه کیږي. له همدې لامله په ځمکه کې د نایټروجن ډېره برخه په خپلواک حالت کې ده.

لکه څنګه چې نایټروجن N_2 ډېر نافعال دی نو په عادي شرایطو کې یوازې له لیتیم **Li** سره تعامل کوي او لیتیم نایټرایډ Li_3N جوړوي چې معادله یې دا ده:

$$6Li + N_2 \rightarrow 2Li_3N$$

د تودوخې ورکولو پر مهال له ځینو نورو فلزونو او نافلزونو سره هم تعامل کوي او نایټرایډونه جوړوي. د ساري په توګه له مګنیزیم **Mg** فلز سره د تعامل په پایله کې مګنیزیم نایټرایډ Mg_3N_2 او له نافلز بورون **B** سره د تعامل په پایله کې بورون نایټرایډ **BN** جوړوي چې د تعاملونو معادلې یې دا دي:

$$3Mg + N_2 \rightarrow Mg_3N_2$$

$$2B + N_2 \rightarrow 2BN$$

تر ټولو ډېر يې د هايډروجن نايټريډ (امونيا) NH_3 ډېر عملي ارزښت لري چې له نايټروجن سره د هايډروجن د تعامل په پايله کې جوړيږي.

په نابرېښنايي توب کې له اکسيجن O_2 سره تعامل کوي او نايټريک اکسايډ **NO** جوړوي. له ماليکولي نايټروجن سره څو لسګونه مجموعې بيان شوې دي.

اتموسفيري نايټروجن په صنعت کې

د نايټروجن مرکبونه په کيميا کې په ډېرې پراخې پيمانې سره کاريږي، ان دا شونتيا نه لري هغه ټول ډګرونه ياد شي چې نايټروجن لرونکي توکي پکې کاريږي. د ساري په توګه د کيميايي سرې (کود) صنعت، چاودېدونکي توکي، رنګوونکي، دارو درمل او داسې نور . که څه هم له هوا څخه د زښت ډېر نايټروجن لاس ته راوړلو ته لاسرسی شته، خو د پاس ياد شوي نايټروجن N_2 د ماليکول د ډېر کلکوالي لامله اوږده موده له نايټروجن لرونکې هوا څخه د مرکبونو د لاس ته راوړلو ستونزه ناحله پاتې وه. د دې کيميايي عنصر ډېره برخه مرکبونه د ده له داسې مينرالونو تر لاسه کېده لکه ښوره (سوډيم نايټراټ) $NaNO_3$. خو د دغو ګټورو سرچينو د زېرمو د کمېدو او نايټروجني مرکبونو ته د اړتياوو د زياتېدو لامله دا حالت رامنځته شو چې له اتموسفيري نايټروجنه کار واخيستل شي.

د اتموسفيري نايټروجن د يو ځای کولو امونيايي طريقې تر ټولو ډېره پراختيا موندلې. د امونيا NH_3 د سينتېز راستنېدونکی (دوه اړخيز يا دوه لوريز) تعامل:

$$N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$$

تودوخه ورکوونکی تعامل (تودوخيز اغېز يې ۹۲ کيلوجوله) د حجم له کموالي سره مل دی، ځکه خو ښي لور ته د انډول د لېږدولو لپاره البته د «لې شاتيليه براون» له اصل سره سم د مخلوط سړول او لوړ فشارونه اړين دي. خو د حرکتي ليدټکي په پام کې نيولو سره د

تودوخې د درجې ټیټول ګټور نه دي، ځکه چې د تعامل چټکتیا د تودوخې په ۷۰۰ س. ګ درجو کې ډېره کمیږي، د تعامل چټکتیا د ده د عملي کاروني لپاره ډېره کمه ده.

په دغسې حالتونو کې کتالیسټ کاریږي، ځکه چې وړ کتالیسټ کوونکی (کتالیزر) دا شونتیا برابروي چې د تعامل چټکي پرته د انډول له لېږدولو (ټېله کولو) څخه زیاته کړي. د وړ کتالیسټ کوونکي د پلټنې په بهیر کې نږدې شل زره بېلابېل مرکبونه ازمایښت شول. د خواصو د ټولیزوالي (کتالیستي فعالیت، د مسمومېدو په وړاندې مقاومت، ارزاني) له پلوه هغه کتالیسټ ډېر د کاروني وړ وګڼل شو چې د الومینیم او پوتاسیم د اکسایډونو له ترکیب سره د فلزي وسپنې پر بنسټ چمتو شوی دی. بهیر د تودوخې په ۴۰۰-۲۰۰ س. ګ درجو او په ۱۰-۱۰۰۰ اتموسفیر فشار کې ترسره کېږي.

اړینه ده وویل شي چې تر ۲۰۰۰ لوړ اتموسفیر فشار کې د هایډروجن او نایټروجن له مخلوط څخه د امونیا سینتېزول پرته له کتالیسته په ډېرې چټکۍ ترسره کیږي. د ساري په توګه، د تودوخې په ۸۵۰ س. ګ درجو او په ۴۵۰۰ اتموسفیر فشار کې د محصول د وتلو کچه ۹۷ سلنه ده.

د اتموسفیري نایټروجن د صنعتي ترنې یا یو ځای کونې یوه بله لږ پراختیا موندونکې طریقه هم شته او هغه سیانامیډي (**Cyanamid**) مېتود دی چې د تودوخې په ۱۰۰۰ س. ګ درجو کې له نایټروجن N_2 سره د کلسیم کاربیډ CaC_2 پر تعامل بنسټ لري. د دې تعامل په پایله کې کلسیم سیانیډ $CaCN_2$ جوړیږي:

$$CaC_2 + N_2 \rightarrow CaCN_2 + C$$

دا تودوخه ورکوونکی (ازادوونکی) تعامل (**Exothermic reaction**) دی چې د تودوخې اغېز یې ۲۹۳ کیلوجوله دی.

هر کال د ځمکې له اتموسفیر څخه په صنعتي ډول $۱۰^{۷}$ ټنه نایټروجن تر لاسه کیږي.

د نایټروجن مرکبونه

د نایټروجن د اکسایډ جوړولو درجې ۳ - ، ۲ - ، ۱ - ، ۰ ، ۱ + ، ۲ + ، ۳ + ، ۴ + ، ۵ + دي.

- د نایټروجن هغه مرکبونه چې د اکسایډ جوړولو ۳ - درجه لري، له نایټریډونو سره وړاندې شوي چې د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو ډېره ارزښتناکه امونیا NH_3 ده.
- د دې عنصر هغه مرکبونه چې د اکسایډ جوړولو ۲ - درجه لري له پرنایټریډونو سره شتون لري. له دوی څخه یې تر ټولو ډېر ارزښتناک د هایډروجن پرنایټریډ N_2H_4 یا هایډرازین N_2H_4 دی . (همدا راز د هایډروجن یو ډېر بې پایښته پرنایټریډ N_2H_2 هم شته چې ډیمیډ نومېږي) .
- د نایټروجن هغه مرکبونه چې د اکسایډ جوړولو ۱ - درجه لري (هایډروکسیلامین) NH_2OH، بې پایښته بنسټ (باز) دی، په عضوي سینتېز کې د هایډروکسیلامین پر مالګو سربېره کارېږي.
- د نایټروجن هغه مرکبونه چې د اکسایډ جوړولو درجه یې ۱ + ده، نایټروس اکسایډ N_2O (د نایټروجن اکسایډ ، خوشالوونکې ګاز) دی.
- د دې عنصر هغه مرکبونه چې د اکسایډ جوړولو درجه یې ۲ + ده، نایټریک اکسایډ (II) NO (د نایټروجن مونواکسایډ) دی.
- د نایټروجن هغه مرکبونه چې د اکسایډ جوړولو درجه یې ۳+ ده، ډای نایټروجن ترای اکسایډ N_2O_3 ، نایټروس اسیډ HNO_2 ، د انیون NO_2^- مشتقات، نایټروجن ترای فلورایډ (NF_3) دي.
- د نایټروجن هغه مرکبونه چې د اکسایډ جوړولو درجه یې ۴ + ده، د نایټروجن (IV) اکسایډ NO_2 (نایټروجن ډای اکسایډ NO_2، قهوې ته ورته رنګ لرونکې ګاز) دی.

- د نایټروجن هغه مرکبونه چې د اکسایډ جوړولو درجه یې $5+$ ده، ډای نایټروجن پینټاکسایډ N_2O_5 ، نایټریک اسیډ (HNO_3) ، د ده مالګې نایټراټونه او نور مشتقات، همدا راز تیترا فلورو امونیم NF_4^+ او د ده مالګې دي.

کارونه یې

اوبلن نایټروجن د (**refrigerant**) په توګه او په کریوتراپي کې کاریږي.

د ګازي نایټروجن صنعتي کارونه د ده پر نافعالتوب بنسټ لري. ګازي نایټروجن د اور اخیستو او چاودېدو خطر لري، د اکسایډ جوړولو او ورستېدو مخنیوی کوي. په پیټروکیمیا (نفتي کیمیا) کې نایټروجن د مخزنونو (**reservoir**) او نللیکو د ډکولو، تر فشار لاندې د نللیکو د کار د څارنې او د کشف ځایونو د تولید زیاتولو لپاره کاریږي. په غرنیو سیمو کې د طبیعي ګټورو سرچینو د راایستنې پر مهال په کانونو کې د چاودېدونې خطرناکې سیمې جوړولو لپاره کاریږي.

د نایټروجن د کارولو ارزښتناکه څانګه د نورو هغو بېلابېلو مرکبونو د سینتېزولو ډګر دی چې داسې نایټروجن لري لکه امونیا، نایټروجني سرې (کودونه)، چاودېدونکي توکي، رنګوونکي توکي او داسې نور.

د خوراکتوکیو په صنعت کې نایټروجن د خوراکي اضافي توکي په توګه په دې شمېره **E941** ثبت شوی، په کوتیو کې د دوی اچول او سرغوچ کول، د یخ جوړولو ماشینونو کې د (**refrigerant**) په توګه کاریږي. اوبلن نایټروجن په لوښیو کې د غوړیو په بندولو او په نرمو بوتلونو کې د ناګازي څښاک د اضافي فشار لپاره کاریږي.

د الوتونکیو وسایلو (لکه الوتکو او نورو) د ټایرونو ټوپونه د نایټروجن له ګازه ډکیږي. سربېره پر دې، په دې وروستیو کې د موټرو خاوندانو په منځ کې هم په نایټروجن د خپلو

موټرو د ټایرونو د ټوپونو ډکول دود شوي، له دې سره سره چې د هوا پر ځای په نایټروجن د موټرو د ټوپونو د ډکولو د اغېزمنتیا ثبوت تر اوسه نه دی څرګند .

یو لیټر اوبلن نایټروجن تر ۲۰ س. ګ درجو پورې تودېدو سره برابرېږي او نږدې ۷۰۰ لیټره ګاز جوړوي . له همدې لامله اوبلن نایټروجن په ځانګړیو کلکو سربندو لوښیو کې تر ځانګړي فشار لاندې ساتل کیږي. د همدې دلیل پر بنسټ د اور وژلو لپاره اوبلن نایټروجن کاریږي. د اور وژلو پر مهال نایټروجن برابرېږي او په دې ډول د اور د ادامې لپاره د اړین اکسیجن مخنیوی کوي او هغه دی چې اور هم مړ کیږي. لکه څنګه چې نایټروجن له اوبو، ځګونو او پوډرو څخه په توپیر سره برابرېږي او هوا ته الوزي، نایټروجني اور وژنه تر ټولو ډېره اغېزمنه او سمه ګڼل کیږي.

۸. اکسیجن

اکسیجن د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د دویمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۸ او سېمبول یې **O** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Oxygenium**)، په انګرېزي کې (**Oxygen**) او په روسي ژبه کې (**Кислорóд**) دی. اکسیجن یو کیمیایي فعال نافلز او له کالکوجینونو څخه یانې د سولفور، سیلینیم، ټیلوریم، پولونیم او لیورموریم ډلې عنصرونو څخه تر ټولو ډېر سپک عنصر دی. دا یو ساده توکی دی، د ثبت د سي اي اېس (**CAS**) شمېره یې (۷-۴۴-۷۷۸۲) ده. په عادي شرایطو کې یو بې رنګه، بې خونده او بې بویه ګاز دی، مالیکول یې له دوو اتومونو جوړ دی، فورمول یې O_2 دی، چې له همدې لامله د ډای اکسیجن په نامه هم یادیږي. اوبلن اکسیجن نری شین رنګ لري خو جامد اکسیجن بیا نري شین رنګ لرونکي بلورونه (کریستالونه) دي.

اکسیجن د الوتروپي نور ډولونه هم لري. د بېلګې په توګه ازون چې د ثبت د سي اي اېس (**CAS**) شمېره یې (۲ - ۱۵ - ۱۰۰۲۸) ده، په عادي شرایطو کې شین رنګ لرونکی ګاز دی

چې ځانګړې بوی لري او مالیکول یې د اکسیجن له دریو اتومونو جوړ دی، فورمول یې O_3 دی.

انځور: اکسیجن یو بې رنګه، بې بویه او بې خونده ګاز دی، خو د تودوخې په ټیټو درجو کې اوبلن وي او نرۍ شین رنګ لري

تاریخچه یې

په رسمي ډول داسې ګڼل کیږي چې اکسیجن انګلیسي کیمیاپوه «جوزیف پریستلي» (۱۷۳۳-۱۸۰۴) د ۱۷۷۴ ز کال د اګست پر لومړۍ د سیمابو (II) اکسایډ **HgO** د تجزیې له لارې کشف کړی دی. ده د سیمابو تجزیه په ډېر کلک سربندي لوښي کې کړې، داسې چې «پریستلي» دې مرکب ته د لمر وړانګې د پیاوړې عدسیې پر مټ وربرابرې کړې او په دې ډول یې اکسیجن ترې بېل کړ چې معادله یې دا ده:

$$2HgO \xrightarrow{^\circ t} 2Hg + O_2 \uparrow$$

خو «پریستلي» په لومړي سر کې پوه نه شو چې ده نوی ساده توکی کشف کړی، ده داسې گڼله چې د هوا له ترکیبي برخو څخه یې یوه برخه بېله کړې او هغه یې د (**dephlogisticated air**) په نامه ونوموله. «پریستلي» د خپل کشف په اړه پرانسي وتلي کیمیاپوه «انتوان لاورینټ دي لاوېزیر» ته خبر ورکړ. «لاوېزیر» پر **۱۷۷۵** ز کال دا مالومه کړه چې اکسیجن د هوا او تېزابونو یوه ترکیبي برخه ده او په ډېرو توکیو کې شتون لري.

تر دې څو کاله دمخه یانې پر **۱۷۷۱** ز کال سویډني کیمیاپوه «کارل ویلهلم شیله» اکسیجن تر لاسه کړی وو. ده ښوري (سوډیم نایټراټ) **$NaNO_3$** ته له سولفوریک اسیډ **H_2SO_4** سره یو ځای تودوخه ورکړه، سره یې کړل، بیا یې تر لاسه کړی نایټریک اکسایډ تجزیه کړ. «شیله» دا گاز د «اورنۍ هوا» په نامه ونوماوه او د خپل کشف په اړه یې په هغه کتاب کې بیان وکړ چې پر **۱۷۷۷** ز کال چاپ شو (دا ځکه چې کتاب د «پریستلي» له خوا د ورکړ شوي خبر، چې کشف یې کړی، څخه وروسته چاپ شوی وو . «پریستلي» د اکسیجن کشفوونکی گڼل کیږي). «شیله» هم د خپلې تجربې په اړه «لاوېزیر» ته خبر ورکړ.

په پای کې «انتوان لاوېزیر» له «پریستلي» او «شیله» څخه له ترلاسه کړیو مالوماتو نه په کار اخیستنې سره د لاس ته راوړي گاز په ماهیت تر پایه پوه شو. د ده کار ډېر ستر ارزښت درلود، ځکه چې د دې کار له برکته پر هغه مهال د فلوجیستون لاسبرې نظریه، چې د کیمیا په وده کې یې خنډ راوستی وو، رد شوه. «لاوېزیر» د بېلابېلو توکیو د سوځولو ازمایښت وکړ، د سوځول شویو عنصرونو د وزن په اړه یې پایلې چاپ او د فلوجیستون تیوري یې رد کړه. د ایرو وزن د عنصرونو له لومړني وزن څخه زیات وو او دې پېښې «لاوېزیر» ته د دې پخلي حق ورکړ چې د سوځېدو پر مهال د توکیو کیمیایي تعامل (اکسایډ جوړېدنه) ترسره کیږي، د دې لامله د لومړني (ناسوځېدلي) توکي کتله تر سوځېدو وروسته ډېریږي او پر دې بنسټ د فلوجیستون تیوري ردوي.

په دې ډول د اکسیجن د کشف خدمت او ویاړ په عمل کې درې کسان په خپل منځ کې سره وېشي چې هغه «پریستلي»، «شیله» او «لاوېزیر» دي.

د نامه ریښه یې

په روسي ژبه کې د «کیسلورود» (**кислород**) یانې «اکسیجن» کلمه (لا د ۱۹ پېړۍ په سر کې د اکسیجن په نامه یادېده) تر یوه بریده د روسي پوهاند، کیمیاپوه او فیزیکپوه «میخایل واسیلېویچ لومونوسوف» (۱۷۱۱- ۱۷۶۵) له خوا راپیدا شوې، چې ده له بل نیولوجیزم «کیسله تا» یانې تېزابو سره یو ځای دود کړه. په دې ډول د روسي ژبې «کیسلورود» یانې اکسیجن په لومړي سر کې د پرانسي ژبې له (**oxygène**) څخه اخیستل شوی وو چې د «انتوان لاوېزیر» له خوا وړاندیز شوی وو او د لرغونې یوناني ژبې له (**ὀξύς**) «تریو، تېز» او (**γεννάω**) «پیداکوم» څخه اخیستل شوی چې د «تېزابو پیدا کوونکی، جوړوونکی» ژباړل کیږي او دا د ده له لومړي «تېزاب» مانا سره تړاو لري چې موخه له هغو پخوانیو توکیو څخه ده چې د اکسایډونو د اوسنۍ نړیوالې نومښودنې پر بنسټ نومول شوي دي.

په طبیعت کې د اکسیجن شتون

اکسیجن په ځمکه کې تر ټولو ډېر خپور شوی عنصر دی. د ځمکې د پاسني کلک قشر نږدې ۴۷ سلنه کتله (د بېلابېلو مرکبونو، په تېره بیا په سیلیکاټونو کې) اکیسجن جوړه کړې. د سمندر او نورې خوږې اوبه په خپل ترکیب کې زښت ډېر اکسیجن لري چې د کتلې د کچې له پلوه ۸۲ , ۸۵ سلنه کیږي. په اتموسفیر کې د خپلواک (ګاز په ډول) اکسیجن کچه د حجم له پلوه ۲۰,۹۵ سلنه ده او د کتلې له پلوه ۲۳,۱۰ سلنه ده (نږدې 10^{15} ټنه). د ځمکې د پاسني کلک قشر څه د پاسه ۱۵۰۰ مرکبونه په خپل ترکیب کې اکسیجن لري.

د لومړنیو فوتوسینتېز شویو لرغونیانو (**Archaea**) تر راپیدا کېدو دمخه **۳,۵** میلیارد کاله پخوا اکسیجن په اتموسفیر کې نه وو . نړه ګازي اکسیجن په ډېرې کچې سره په پالیوپروتیروزویک (**Paleoproterozoic**) پېر کې (۳ , ۲-۳ میلیارد کاله پخوا) د اتموسفیر د ترکیب د بدلون (اکسیجني ناورین، ټکر) په پایله کې په راپیدا کېدو شو . لومړني یو میلیارد کاله ټول اکسیجن په سمندرونو کې د حل شوې وسپنې له خوا جذبېده او جزپیلیټ ته ورته ډېرین رسوبات یې جوړول. ۲,۷-۳ میلیارد کاله پخوا ده په اتموسفیر کې په بېلېدو پیل وکړ او ۱,۷ میلیارده کاله پخوا د اوسنۍ کچې ۱۰ سلنې ته ورسېد .

په دریابونو (سمندرونو) او اتموسفیر کې د اکسیجن د ډېرې حل شوې او خپلواکې برخې لامله ګڼ شمېر اناېروبیک (**anaerobic**) اورګانیزمونه مړه او له منځه ولاړل. بیا هم د اکسیجن په مرسته د ایروبیک (**aerobic**) اورګانیزمونو د ژوندینکو تنفس دوی ته دا شونتیا ورکړه چې د اناېروبیک اورګانیزمونو په پرتله ډېر اډینوزین ترای فاسفاټ $C_{10}H_{12}N_5O_{13}P_3$ تولید کړي چې دوی یې لاسبري کړل.

د کېمبریان (**Cambrian**) پېر له پیله یانې **۵۴۰** میلیونه کاله پخوا د اکسیجن کچه (اندازه، مقدار) د حجم له پلوه له **۱۵** تر **۳۰** سلنې وه . د ډېرو سکرو د پېر (**Carboniferous**) په پای کې یانې نږدې **۳۰۰** میلیونه کاله پخوا یې د حجم کچه لوړترین برید **۳۵** سلنې ته ورسېده، چې ښایي په دغه وخت کې یې د ګڼ شمېر حشراتو او ذوحیاتینو (په وچه او اوبو کې ژوند کونکیو) ژویو له راپیدا کېدو سره مرسته کړې وي. د انسان ژوند او کارندویي له دې سره سره چې په کال کې ۰۰۰۰۰۰۰۰ ۷ ټنه اکسیجن سوځوي، بیا هم په اتموسفیر کې د نړه اکسیجن پر کچه ډېر لږ اغېز لري. د فوتوسینتېز د اوسنۍ چټکتیاوو په پام کې لرلو سره نږدې ۲۰۰۰ کاله اړین دي چې ټول اکسیجن په اتموسفیر کې بشپړ شي.

اکسیجن د ډېرو عضوي توکیو په ترکیب کې ګډون لري او په ټولو ژوندیو ژوندینکو کې شتون لري. دا عنصر په ژوندیو ژوندینکو کې د اتومونو د شمېر له پلوه نږدې ۲۵ سلنه، د کتلې له پلوه یې ونډه نږدې ۶۵ سلنه ده.

لاس ته راوړل یې

په اوسني وخت کې په رغاوه (صنعت) کې اکسیجن له هوا څخه تر لاسه کېږي. په صنعتي ډول د اکسیجن د لاس ته راوړلو بنسټیزه لار د ساړو تر منفي ۱۵۳- څخه ټیټو درجو کې د اوبلنې هوا او ګازونو تجزیه او وېش دی. همدا راز د اکسیجن د لاس ته راوړلو او تولید لپاره اکسیجني دستګاوې هم کارېږي، یانې د دغو دستګاوو پر مټ د هوا له نورو ترکیبونو څخه اکسیجن بېلېږي. دا دستګاوې د ممبراني ټکنالوژۍ پر بنسټ کار کوي.

په لابراتوارونو کې د هغه اکسیجن له صنعتي تولید څه کار اخیستل کېږي چې په پولادي بالونونو کې تر ۱۵ میګاپاسکال فشار لاندې ځای پر ځای شوی وي.

د اکسیجن تر ټولو ډېره کچه کېدای شي چې پوتاسیم پرمنګناټ $KMnO_4$ ته د تودوخې ورکولو پر مټ لاس ته راشي چې معادله یې دا ده:

$$2KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2 \uparrow$$

همدا راز د هایډروجن پراکسایډ H_2O_2 او منګانیز ډای اکسایډ MnO_2 د کتالیستي تجزیې تعامل هم کارېږي:

$$2H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} 2H_2O + O_2 \uparrow$$

اکسیجن کېدای شي چې د پوتاسیم کلوراټ $KClO_3$ د کتالیستي تجزیې پر مټ لاس ته را شي:

$$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2 \uparrow$$

په لابراتور کې د اکسیجن د لاس ته راوړلو له لارو څخه یوه هم د الکلیو (القلیو) د اوبو د محلول د الکتورلیز کولو مېتود دی. همدا راز د تودوخې په ۱۰۰ س.گ درجو کې د سیمابو اکسایډ **HgO** د تجزیه کولو له لارې هم لاس ته راتلای شي:

$$2HgO \rightarrow 2Hg + O_2 \uparrow$$

په اوبتل (تحت البحري) کې د انسانانو د تنفس کولو په پایله کې زیاتره د سوډیم پراکسایډ **Na۲O۲** او کاربون ډای اکسایډ **CO۲** تعامل رامنځته کیږي:

$$2Na_2O_2 + 2CO_2 \rightarrow 2Na_2CO_3 + O_2 \uparrow$$

ایزوټوپونه یې

تر اوسه د اکسیجن ۱۳ ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۱۲ څخه پیل او پر ۲۴ پای ته رسیږي. طبیعي اکسیجن له ۳ پایښت لرونکیو ایزوټوپونو جوړ دی او هغه ^{16}O، ^{17}O، ^{18}O ایزوټوپونه دي. د دې ایزوټوپونو منځنی کچه ۹۹,۷۵۹ سلنه، ۰,۰۳۷ سلنه، او ۰,۲۰۴ سلنه ده. د ایزوټوپونو په مخلوط کې له دوی څخه د ډېر سپک ^{16}O ایزوټوپ ډېروالی له دې سره تړاو لري چې د اکسیجن-۱۲ ایزوټوپ د اتوم هسته له ۸ پروتونونو او ۸ نیوترونونو جوړه ده. لکه څنگه چې د اتوم د هستې د رغښت تیوري ښیي، دا ډول هستې ځانگړې پایښت لري. (د اکسیجن د اتوم هسته دوه ځلي جادویي (کوډگره) شمېره لري چې هغه ۸ +۸ دي یانې د پروتونونو او نیوترونونو شمېر). د اکسیجن-۱۲ ایزوټوپ د ډېروالي بل لامل دا دی چې دی په ستوریو کې د رامنځته کېدونکي هسته یي سینتېز په بهیر کې جوړیږي. سربېره پر دې د اکسیجن-۱۲ ایزوټوپ د نیون **Ne** گاز د سوځېدو پر مهال هم جوړیږي.

د اکسیجن له ۱۰ رادیواکتیفي ایزوټوپونو څخه تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{15}O ایزوټوپ دی چې نیم عمر یې ۱۲۲,۲۴ ثانیې دی. بل یې د ^{14}O ایزوټوپ دی چې نیمایي

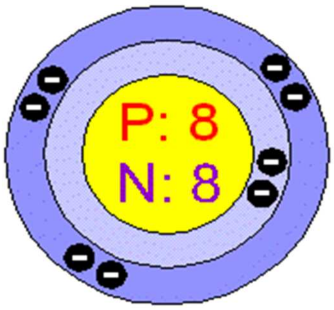
عمر يې ۷۰,۲۰۲ ثانيې دی. د نورو ټولو راديواکتيفي ايزوټوپونو نيمايي عمر يې تر ۲۷ ثانيو لنډ دی، د ډېری هغو نيمايي عمر يې تر ۸۳ ميلي ثانيو هم لنډ دی. د ساري په توګه د ^{24}O ايزوټوپ نيمايي عمر يې ۲۱ ميلي ثانيې دی.

د اکسيجن اتوم

د اکسيجن د اتوم هسته له ۸ پروتونونو او ۸ نيوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۸ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا څرخي. د دې عنصر اتوم ۲ انرژيکي سويې لري، په بله وينا د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۲ ده. په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲ او په دويمه کې يې ۶ الکترونونه شتون لري. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۶ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د اکسيحن اتومي کتله ۱۵,۹۹۹۰۳ ؛ ۱۵,۹۹۹۷۷ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فوورمول $[He]\ 2s^2\ 2p^4$ سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۶۰ (۴۸) پ. م دی.



انځور: د اکسيجن د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د اکسیجن کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې ۰,۰۰۱۴۲۸۹۷ گرامه دی.
- د ویلي کېدو درجه یې د س. گ په شمېر منفي **۲۱۸,۳۵**- ده. (د ک په شمېر **۵۴,۸** ده).
- د اېشېدو درجه یې د س. گ په شمېر منفي **۱۸۲,۹۲**-ده.
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۰,۴۴۴** کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې **۳,۴۰۹۹** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۹,۴** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې **۱۴,۰** س. م. م\موله دی.

اکسیجن په عادي شرایطو کې یو بې رنگه، بې خونده او بې بویه گاز دی. د ده یو لیتر **۱,۴۲۹** گرامه کتله لري، چې تر هوا لږ درون دی. په اوبو کې ښه نه حلیږي. **۴,۹** میلي لیتره یې د تودوخې په صفر س. گ درجه کې په ۱۰۰ گرامه اوبو کې حلیږي. **۲,۰۹** میلي لیتره یې د تودوخې په **۵۰** س. گ درجو کې په ۱۰۰ گرامو اوبو کې حلیږي. همدارنگه په الکولو کې **۲,۷۸** میلي لیتره / په ۱۰۰ گرامو الکولو کې چې د تودوخې درجه یې **۲۵** وي، حلیږي. اکسیجن په ویلي شویو سپینو زرو **Ag** کې ښه حلیږي. **۲۲** حجمه اکسیجن **O_2** د تودوخې په **۹۶۱**س. گ درجو کې په یوه حجم سپینو زرو کې حلیږي. د اکسیجن د اتومونو ترمنځ واټن **۰,۱۲۰۷۴** نانومتره دی. دا عنصر پارامقناطیسي دی، یانې چې په بهرنۍ مقناطیسي ساحه کې مقناطیسي کیږي.

گازي اکسیجن ته د تودوخې ورکولو پر مهال یې مالیکولي مجموعې په اتومونو وېشل کیږي، خو دا همهال بېرته راستنېدونکې عملیه ده. د تودوخې په ۲۰۰۰ س. گ درجو کې ۳

۰,۰ سلنه، د تودوخې په ۲۲۰۰ س. گ درجو کې ۱ سلنه، په ۴۰۰۰ س. گ درجو کې **۵۹** سلنه، په ۶۰۰۰ س. گ درجو کې **۹۹,۵** سلنه ده.

اوبلن اکسیجن، چې د اېشېدو درجه یې د س.گ په شمېر منفي **۱۸۲,۹۸**- ده، نری شین رنگ لري. جامد اکسیجن، چې د ویلي کېدو درجه یې د س. گ په شمېر منفي **۲۱۸,۳۵**- ده، شنه بلورونه دي. د اکسیجن **۶** بلوري (کریستالي) فازونه پېژندل شوي چې د دوی له شمېر څخه یې **۳** د اتموسفیر په ۱ فشار کې شتون لري او هغه دا دي:

- د الفا- اکسیجن **α-O_2** بلوري فاز، د تودوخې تر **۲۳,۶۵** ټیټو کیلوین درجو کې شتون لري. دا روښانه شنه بلورنه دي چې په مونوکلینیک بلوري سېستم پورې اړه لري، د واحد سلول پارامترونه یې **a=۵,۴۰۳ Å, b=۳,۴۲۹ Å, c=۵,۰۸۲ Å; β=۱۳۲,۵۳°** دي.
- د بېتا-اکسیجن **β-O_2** بلوري فاز د تودوخې د **۲۳,۶۵** او **۴۳,۶۵** کیلوین درجو تر منځ شتون لري. دا نری شین رنگ لرونکي بلورونه دي، د فشار له زیاتېدو سره یې رنگ له شنه څخه په گلابي بدلیږي. معیني بلوری سېستم لري، د واحد سلول پارامترونه یې **a=۴,۲۱ Å, α=۴۶,۲۵°** دي.
- د گاما- اکسیجن **γ-O_2** بلوري فاز د تودوخې له **۴۳,۶۵** څخه تر **۵۴,۲۱** کیلوین درجو کې شتون لري. نری شین رنگ لرونکي بلورونه دي چې مکعبي بلوري سېستم لري، د جالۍ پېر یې **a=۶,۸۳ Å** انگسترومه دی.

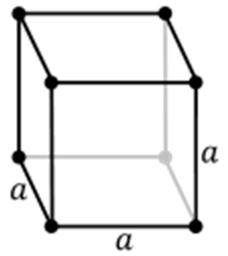
دا لاندې درې فازونه یې په لوړ فشار کې جوړیږي:

- د ډېلتا- اکسیجن **δ-O_2** د فاز د تودوخې د درجو واټن یې له ۲۰ تر ۲۴۰ کیلوینه، او فشار یې له ۹ تر ۸ گیگاپاسکاله دی، نارنجي رنگ لرونکي بلورونه دي.

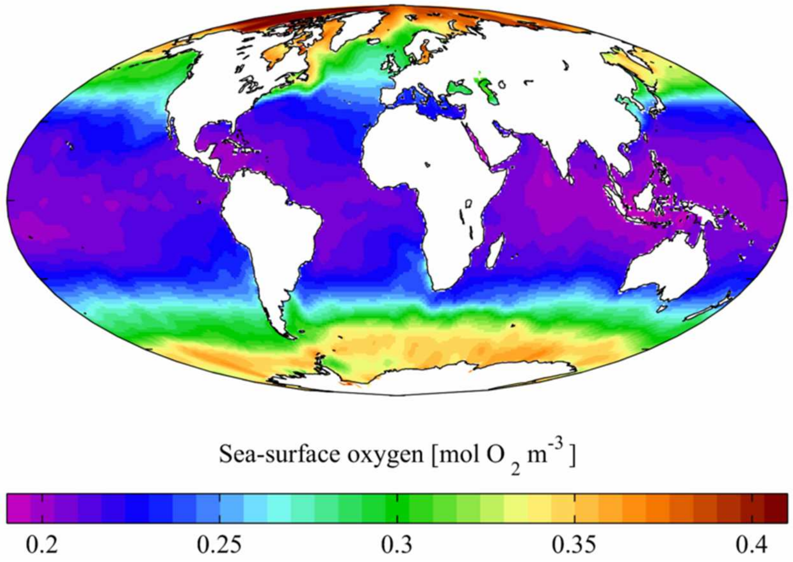
- د اېپسيلون-اکسيجن $\varepsilon\text{-}O_4$ د فاز د فشار واټن له ۱۰ تر **۹۲** گيگاپاسکاله دی، د بلورونو رنگ يې له تېنگ سره څخه تر توره پورې دي، د بلورونو سېستم يې مونوکلينيک دی.
- د زيتا-اکسيجن $\zeta\text{-}O_n$ د فاز فشار تر **۹۲** گيگاپاسکاله لوړ دی، فلزي حالت يې يو ډول فلزي ځلا لري، د تودوخې په ټيټو درجو کې يې د برېښنايي بهير په وړاندې مقاومت صفر ته رسيږي.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د اکسيجن د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي ساده سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې **a=۵,۴۰۳ b=۳,۴۲۹** ، **c=۵,۰۸۶** ، **β=۱۳۵,۵۳** انگسترومه دي.
- د ډيپای د تودوخې درجه يې **۱۵۵** کيلوينه ده.



انځور: د اکسيجن د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي ساده سېستم لري



انځور : په نړیوال سمندر کې د خپاره شوي اکسیجن O_2 کچه په سړو اوبو کې ډېره او په تودو اوبو کې لږ ده

کیمیايي خواص یې

- د اکسیجن کووالینسي نیم قطر ۷۳ پ. م دی.
- د ایون نیمايي قطر یې ۱۳۲ (-2e) پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۳,۴۴ پاولینگه دی.
- الکترودي ځواک یې صفر دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۲- ، ۱- ، ۲\۱- ، ۳\۱- ، ۰ ، ۲\۱ ، ۱+، ۲+ دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۱۳۱۳,۱ کیلوجوله\موله ده . په بل شمېر (۱۳,۶۱) الکترون ولټه ده.

اکسیجن پیاوړی اکسایډ جوړوونکی دی، له ټولو عنصرونو سره تعامل کوي او اکسایډونه جوړوي . د اکسایډ جوړولو درجه یې منفي دوه ۲- ده . له قاعدې سره سم د

اکسایډ جوړولو **تعامل** پر مهال تودوخه ازادوي او د تودوخې په لوړو درجو کې يې چټکي زياتيږي. د کوټې د هوا د تودوخې په درجه کې له ليتيم **Li** سره ليتيم سوپراکسايډ **LiO۲** او له سترونتيم **Sr** سره سترونتيم اکسايډ **SrO** جوړوي چې د تعاملونو بېلګې يې دا دي:

$$4Li + O_2 \rightarrow 2Li_2O$$

$$2Sr + O_2 \rightarrow 2SrO$$

اکسيجن له هغو مرکبونو سره اکسايډ جوړوي چې په ترکيب کې يې د اکسايډ جوړولو د ټيټې درجې عنصرونه وي. په دې لاندې معادله کې يې له نايټروجن ډای اکسايډ **NO۲** سره **تعامل** ښودل شوی:

$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2 \uparrow$$

دا عنصر له ډېری عضوي مرکبونو سره اکسايډ جوړوي. په دې لاندې معادله کې يې له ايتانول **C۲H۶O** سره د اکسايډ جوړولو **تعامل** ښودل شوی:

$$CH_3CH_2OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$$

په ټاکليو شرايطو کې کېدای شي چې له عضوي مرکب سره يې نرمه اکسايډ جوړونه ترسره شي:

$$CH_3CH_2OH + O_2 \rightarrow CH_3COOH + H_2O$$

اکسيجن په سيده ډول (په عادي شرايطو کې، د تودوخې ورکولو پر مهال او\يا د کټاليسټ په شتون کې) له ټولو ساده توکيو سره **تعامل** کوي، البته پرته له سرو زرو **Au** او نجيبه ګازونو يانې هيليم **He**، نيون **Ne** ، ارګون **Ar** ، کريپټون **Kr** ، کسينون **Xe** ، او راډون **Rn** څخه. له هالوجينونو (هالوجيني عنصرونو) سره يې **تعاملونه** په برېښنايي بې چارجې (بې چارجه حالت) کې يا هم چونيايي وړانګو (**Ultraviolet**) په شتون کې

ترسره کيږي. په ناسيده ډول يې له سرو زرو **Au** او درنو غيرفعالو ګازونو کسينون **Xe** او راډون **Rn** سره د تعامل اکسايډونه تر لاسه شوي دي . د اکسيجن په ټولو دوه عنصره مرکبونو کې، اکسيجن د اکسايډ جوړوونکي رول لري، خو پرته له فلورينو **F۲** څخه.

اکسيجن د اکسيجن د اتوم د اکسايډ کېدلو له درجې سره پراکسايډونه جوړوي، چې دا درجه په سرسري ډول له ۱- سره برابره ده.

د بېلګې په توګه، پراکسايډونه په اکسيجن کې د الکلي فلزونو د سوځېدو پر مهال رامنځته کيږي، لکه په اکسيجن کې د سوډيم **Na** په سوځېدو سره د سوډيم پراکسايډ **Na۲O۲** جوړېدل:

$$2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$$

ځينې اکسايډونه بيا اکسيجن جذبوي، لکه په دې لاندې تعامل کې چې باريم اکسايډ **BaO** اکسيجن جذب کړی او باريم پراکسايډ **BaO۲** يې جوړ کړی:

$$2BaO + O_2 \rightarrow 2BaO_2$$

د سون د تيورۍ له مخې، چې د شوروي اتحاد د بيوکيمياپوه اکاډميسن «الېکسی نيکولاېويچ باخ» (۱۸۵۷-۱۹۴۶) او «ک . او . اينګلبر» له خوا طرحه شوې، اکسايډ جوړېدنه په دوو پړاونو کې ترسره کيږي چې منځمهاليز پراکسايډي مرکب جوړوي . دا منځمهاليز مرکب کېدای شي چې د ساري په توګه په کنګل د سوځېدونکي هايډروجن د لمبې د سړولو له لارې تر لاسه شي، چې په پايله کې يې پر اوبو **H۲O** سربېره هايډروجن پراکسايد **H۲O۲** جوړيږي:

$$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O_2$$

دا عنصر په سوپراکسایډونو کې په سرسري ډول د اکسایډ جوړولو ½- درجه لري، یانې دا چې د اکسیجن پر دوو اتوموتو باندې یو الکترون رسېدلی (د O^{-}_{2} ایون) . د پراکسایډونو او اکسیجن په تعامل سره په لوړ فشار او تودوخې درجه کې دا لاندې توکی تر لاسه کیږي. په دې بېلګه کې یې له سوډیم پراکسایډ Na_2O_2 سره تعامل ښودل شوی او سوډیم سوپراکسایډ NaO_2 یې جوړ کړی:

$$Na_2O_2 + O_2 \rightarrow 2NaO_2$$

پوتاسیم **K** ، روبيډیم **Rb** او سیزیم **Cs** له اکسیجن سره تعامل کوي او سوپراکسایډونه جوړوي. په دې لاندې معادله کې یې له پوتاسیم **K** سره د تعامل په پایله کې پوتاسیم سوپراکسایډ KO_2 جوړ کړی:

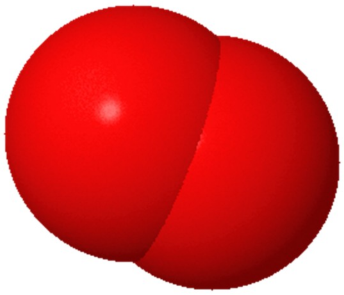
$$K + O_2 \rightarrow KO_2$$

ازونیډونه د O^{-}_{3} ایون لري، چې د اکسیجن د اکسایډ جوړولو درجه یې ۱/۳- ده. پر هایډروکسایډونو باندې د ازون O_3 د اغېز په پایله کې د الکلي فلزونو دا لاندې توکي لاس ته راځي. د ساري په توګه په دې لاندې معادله کې یې له پوتاسیم هایډروکسایډ **KOH** سره د تعامل په پایله کې پوتاسیم ازونیډ KO_3 او اوبه H_2O جوړې کړې او اکسیجن O_2 یې ازاد کړی:

$$KOH + O_3 \rightarrow KO_3 + H_2O + O_2 \uparrow$$

د ډای اکسیګینیل په ایون O^{+}_{2} کې د اکسیجن د اکسایډ جوړولو سرسري درجه ½+ ده. په دې لاندې بېلګه کې یې له پلاتین هیکزافلوراید PtF_6 سره تعامل ښودل شوی:

$$PtF_6 + O_2 \rightarrow O_2PtF_6$$



انځور: د اکسیجن O_2 مالیکول

د اکسیجن فلورایډونه

اکسیجن ډای فلورایډ OF_2 ، د اکسیجن د اکسایډ جوړولو درجه یې ۲ + ده، د الکلي له محلول څخه د فلورایډ د تېرولو له لارې لاس ته راځي. په دې لاندې بېلګه کې د همدغې عملیې د سرته رسولو لپاره فلورین F_2 له سوډیم هایډروکسایډ **NaOH** سره، چې یو الکلي دی، تعامل کوي او پر سوډیم فلورایډ **NaF** او اوبو سربېره اکسیجن ډای فلورایډ OF_2 یې جوړ کړی:

$$2F_2 + 2NaOH \rightarrow 2NaF + H_2O + OF_2\uparrow$$

ډای اکسیجن ډای فلورایډ O_2F_2، د اکسایډ جوړولو درجه یې ۱+ ده. له اکسیجن O_2 سره د فلورینو F_2 له مخلوط څخه د ساړو په منفي ۱۹۲- س. ګ درجو کې لاس ته راځي چې د تعامل معادله یې دا ده:

$$F_2 + O_2 \rightarrow O_2F_2$$

د فلورینو او اکسیجن مخلوط په ټاکلي فشار او تودوخې درجه کې له (**glow discharge**) څخه تېرېږي او د اکسیجن لوړ فلورایډونه O_3F_2 ، O_4F_2 ، O_5F_2 او O_6F_2 لاس ته راځي.

کوانتومي میکانیکي محاسبې د تریفلوروااکسونیم OF_3^+ (**Trifluorooxonium**) د ایون د پایښت لرونکي شتون وړاندوینه کوي. که چیرې دا ایون په رښتیا هم شتون لري، نو پر ده به د اکسیجن د اکسایډ جوړولو درجه له ۴+ سره مساوي وي.

اکسیجن د تنفس کولو، سوځولو او ورستېدو د بهیرونو ملاتړ او له دوی سره مرسته کوي
.

دا عنصر په نړه ډول دوه الوتروپي ډولونه لري چې یو یې O_2 او بل یې O_3 یانې (ازون) دی. پرانسي پوهاند او فیزیکپوه «پېر کیوري» (۱۸۵۹-۱۹۰۶) او پولېنډۍ فیزیکپوه او کیمیاپوه «مارییا سکلودوفسکایا کیوري» (۱۸۶۷-۱۹۳۴) پر ۱۸۹۹ ز کال دا مالومه کړه چې اکسیجن O_2 د ایوني شوې وړانګې تر اغېز لاندې په اکسیجن O_3 بدلیږي.

کارونه یې

د اکسیجن پراخه صنعتي کاربدنه د ۲۰ پېړۍ په نیمایي کې د توربا ایکسپانډر (**Turboexpander**) ماشین تر اختراع وروسته پیل شوه. توربا ایکسپانډر یو ډول ماشین دی چې د ګاز انرژي په میکانیکي انرژۍ بدلوي. همدا راز د اوبلنې هوا د ترکیبونو د بېلولو لپاره کاریږي.

اکسیجن په فلز ویلي کولو کې: په بتیو کې د پولادو تولید او د مېټ (**Matte**) ګډوله فلز جوړونه د اکسیجن له کارونې سره تړاو لري. په ډېرو فلز ویلي کوونکیو ماشینونو کې د سونتوکیو د اغېزمنې سوځېدنې لپاره د هوا پر ځای له اکسیجني-هوایي مخلوطه کار اخیستل کیږي.

د فلزونو ولډینګ او غوڅونه: په فلزي شین رنګو بالونونو کې اکسیجن د ګازي لمبې پر مټ د فلزونو په پرېکولو او فلزونو په ولډینګ کولو کې کاریږي.

د توغندیو سونتوکی: د توغندیو د سونتوکي د اکسایډ جوړولو لپاره اوبلن اکسیجن، هایډروجن پراکسایډ H_2O_2 ، نایټریک اسیډ HNO_3 او نور له اکسیجن څخه غني مرکبونه کاریږي. د اوبلن اکسیجن او اوبلن ازون O_3 مخلوط د توغندیو د سونتوکیو یو له ډېرو پیاوړیو اکسایډ جوړوونکیو څخه دی. (د اکسیجن - ازون د مخلوط منځنی ایمپولس (د حرکت کچه، د حرکت ځواک) د هایډروجن - فلورین او هایډروجن - اکسیجن ډای فلورایډ OF_2 د جوړې منځنی ایمپولس ډېروي).

په طب کې: طبي یا روغتیایي اکسیجن د لوړ فشار په فلزي بالونونو کې ساتل کیږي (هغه بالونونه ، چې د کېکنبل شوي یا اوبلن ګاز لپاره وي) . دا بالونونه شین رنګ لري، ځاینبت (ظرفیت) یې له ۲٫۱ څخه تر ۱۰ لیترو پورې دی، اکسیجن پکې تر ۱۵ میګاپاسکاله (۱۵۰ اتموسفیر) فشار کې ساتل کیږي او د عمومي بې هوښۍ په ماشین (سامان الاتو) کې د تنفسي ګازي مخلوطونو د غني کولو لپاره، د خراب شوي تنفس د ښه کولو، د ساه لنډۍ، اکسیجني کموالی (Hypoxia) لري او رفع کولو، د هاضمې جهاز د دردونو او ناروغیو د ښه کولو لپاره د اکسیجني څښاک «کوکټېل» (oxygen cocktail) په بڼه کاریږي. د انفرادي کارونې لپاره له اکسیجني بالونونو څخه ځانګړې کڅوړې، چې د اکسیجني کڅوړو (په روسي ژبه کې د اکسیجني بالښتونو) په نامه یادیږي، ډکیږي.

په کیمیایي صنعت کې: په کیمیایي صنعت کې اکسیجن د اکسایډ جوړوونکي په توګه کاریږي. د بېلګې په توګه په اکسیجن لرونکیو مرکبونو، لکه الکولونو، الدیهیدونو، تېزابونو کې د هایډروکاربونونو، امونیا د نایټروجن په اکسایډونو کې اکسیدول. د تودوخې د لوړو درجو، چې د اکسایډ جوړولو پر مهال رامنځته کیږي، لامله پاس یاد شوي توکي زیاتره اور اخلي او سوځي.

په کرنه کې: اکسیجن د ګلخانو (greenhouse)، د اکسیجني کوکټېل په چمتو کولو، د ژویو د وزن په زیاتولو، د کبانو په روزنه او د دوی اوبه په اکسیجن غني کولو کې کاریږي.

انځور: په شنو فلزي بالونونو کې زېرمه شوی اکسیجن د اړینو چارو او بېړنیو پېښنو لپاره کاریږي

د اکسیجن زهري تولید

د اکسیجن ځینې تولیدات (د اکسیجن ریاکتیفي بڼې)، لکه سینګلیټي اکسیجن، هایډروجن پراکسایډ H_2O_2 ، سوپراکسایډ $\bar{O}_2$ ، ازون او هایډروکسیلي راډیکال ډېر زهرجن توکي دي. دا توکي د اکسیجن د فعالولو یا د ده د یوې برخې د بشپړولو په بهیر کې جوړیږي . سوپراکسایډ (سوپراکسایډي راډیکال)، هایډروجن پراکسایډ او هایډروکسیلي راډیکال کېدای شي چې د انسان او ژویو د بدن په ژوندینکو او ووبونو کې جوړ شي او اکسایډاتیفي ستریس (**Oxidative stress**) ، یانې ژوندینکو ته زیان اړوونکی تکلیف را پیدا کړي.

۹. فلورین

فلورین د کیمیایي عنصرونو د دوره يي جدول د دویمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره يې ۹ او سېمبول يې F دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Fluorum**)، په انګرېزي کې (**Fluorine**) او په روسي ژبه کې (**Фтор**) دی. فلورین زښت ډېر کیمیایي فعال نافلز دی، تر ټولو ډېر پیاوړی اکسایډ جوړوونکی او د هالوجینونو د ګروپ تر ټولو ډېر سپک عنصر دی. د فلورینو د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره (۴-۴۱-۷۷۸۲) ده. په عادي شرایطو کې دوه اتومه ګاز دی، فورمول يې F_2 دی، نری زېړ رنګ او تېز بوی لري چې سړي ته ازون یا کلورین ور په یادوي.

انځور: فلورین د ساړو په ډېره ټیټه درجه کې زېړ رنګ لرونکې مایع ده، خو د ګاز په بڼه بې رنګه، په ډېلو قشرونو او عادي شرایطو کې زرغون وزمه زېړ رنګ لري

تاریخچه یې

د فلورین - فلیوریټ CaF_2 لومړنی مرکب د ۱۵ ز پېړۍ په پای کې بیان شوی او ثبت شوی دی. پر ۱۷۷۱ ز کال سویډني کیمیاپوه «کارل ویلهلم شیله» هایډروفلوریک اسیډ HF تر لاسه کړ.

فلورین د هایډروفلوریک اسیډ د یو اتوم په توګه پر ۱۸۱۰ ز کال وړاندویل شوی وو، خو ۷۶ کاله وروسته پر ۱۸۸۶ ز کال پرانسي کیمیاپوه «فیردیناند فریدیریک هنري مواسان» (۱۸۵۲-۱۹۰۷) د اوبلن (مایع) خو بې اوبو هایډروجن فلوراید HF د الکترولیز له لارې بېل کړ چې پوتاسیم فلوراید KHF_2 یې هم په ترکیب کې وو.

د نامه ریښه یې

د فلورین نومونه د لرغوني یوناني ژبې له (φθόρος) څخه اخیستل شوې چې د «ویجاړی، ضرر» مانا لري او پر ۱۸۱۰ ز کال د همدې عنصر لپاره د نامتو پرانسي فیزیکپوه او شمېرپوه «اندرې ماري امپیر» (۱۷۷۵-۱۸۳۶) له خوا د نامه په توګه وړاندیز شوی او له هماغه مهاله په روسي او یو شمېر نورو ژبو کې کارېده. په ډېرو هېوادو کې یې نوم له لاتیني نامه «fluorum» څخه رغول شوې او په خپل وار له (fluere) څخه اخیستل شوې چې د «بهاند، بهېدنه، بهېدل» مانا لري، او د فلورینو د فلوریټ (CaF_2) مرکب د خاصیت په پام کې لرلو سره غوره شوې ده.

په طبیعت کې د فلورینو شتون

په طبیعت کې د فلورینو کچه د ده د اتومونو د سلنې د شمېر له مخې په لاندېني جدول کې ښودل شوې:

سیمه یا ځای	د فلورینو کچه (اندازه)
په خاوره کې	۰, ۰۲
د سیندونو په اوبو کې	۰,۰۰۰۰۲
د سمندر په اوبو کې	۰,۰۰۰۱
د انسان په غاښونو کې	۰,۰۱

په طبیعت کې د فلورینو ډېره کچه په ټوله کې په فلوریټ CaF_2 مینرال کې ده چې د کتلې له پلوه یې ۵۱,۲ سلنه کلسیم **Ca** او ۴۸,۸ سلنه فلورین دي. د ځمکې په پاسني کلک قشر (**Crust**) کې یې کلارک په یوه ټن کې ۶۵۰ گرامه دی. سرې مے او پیاز په پرتلیزه توگه له فلورینو غني دي.

په خاوره کې فلورین د اورشیندو غرونو له گازونو څخه راپیدا شوي، ځکه چې د دغو گازونو په ترکیب کې زیاتره هایډروجن فلوراېډ **HF** وي.

د فلورینو ایزوټوپي ترکیب

تر اوسه د فلورینو ۱۸ ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۱۴ څخه پیل او پر ۳۱ پای ته رسیږي او یو یې هسته یي ایزومیر ^{18m}F پېژندل شوی دی . دا عنصر په طبیعت

کې یوازې یو پایښت لرونکی ایزوټوپ لري چې هغه د ^{19}F ایزوټوپ دی. پر دې بنسټ دا عنصر د مونوایزوټوپي عنصر په نامه یادېدای شي. له رادیواکتیفي ایزوټوپونو څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{18}F ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۷۷۱, ۱۰۹ دقیقې دی. د نورو ټولو ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر یوې دقیقې لنډ دی، د ډېری هغو نیمایي عمر یې تر یوې ثانیې پورې دی.

د فلورین د ایزوټوپونو هسته یي خواص

۱. د فلورین د ^{17}F ایزوټوپ کتله ۱۷,۰۰۲۰۹۵۲ اتومي واحده ده، نیم عمر یې ۲۴,۵ ثانیې دی، د تجزیې ډول یې β^+ بېټا-مثبت- تجزیه دی، چې په پایله کې یې د اکسیجن د ^{17}O ایزوټوپ جوړیږي. هسته یي سپین (spin) یې ۲\۵ دی، هسته یي مقناطیسي ارزښت یې ۴.۷۲۲ دی.

۲. د فلورین د ^{18}F ایزوټوپ کتله ۱۸,۰۰۰۹۳۸ اتومي واحده ده. نیمایي عمر یې ۱,۸۳ ساعته دی. د تجزیې ډول یې β^+ بېټا- مثبت-تجزیه دی، چې په پایله کې یې د اکسیجن د ^{18}O ایزوټوپ جوړیږي. هسته یي سپین یې ۱ دی.

۳. د فلورین د ^{19}F ایزوټوپ کتله ۱۸,۹۹۸۴۰۳۲۲ اتومي واحده ده. پایښت لرونکی دی. هسته یي سپین یې ۲\۱ دی. هسته یي مقناطیسي ارزښت یې ۲.۶۲۹ دی.

۴. د فلورین د ^{20}F ایزوټوپ کتله ۱۹,۹۹۹۹۸۱۳ اتومي واحده ده. نیمایي عمر یې ۱۱ ثانیې دی. د تجزیې ډول یې β^- بېټا- منفي- تجزیه دی، چې په پایله کې یې د نیون د ^{20}Ne ایزوټوپ جوړیږي. هسته یي سپین یې ۲ دی. هسته یي مقناطیسي ارزښت یې ۰۹۴. ۲ دی.

۵. د فلورین د ^{21}F ایزوټوپ کتله ۲۰,۹۹۹۹۴۹ اتومي واحده ده. نیمایي عمر یې ۴,۲ ثانیې دی. د تجزیې ډول یې β^- بېټا- منفي- تجزیه دی، چې په پایله کې یې د نیون ^{21}Ne ایزوټوپ جوړیږي. هسته یې سپین یې ۵/۲ دی.

۶. د فلورین د ^{22}F ایزوټوپ کتله ۲۲,۰۰۳۰۰ اتومي واحده ده. نیمایی عمر یې ۴,۲۳ ثانیې دی. د تجزیې ډول یې β^- بېټا- منفي- تجزیه دی، چې په پایله کې یې د نیون ^{22}Ne ایزوټوپ جوړیږي. هسته یې سپین یې ۴ دی.

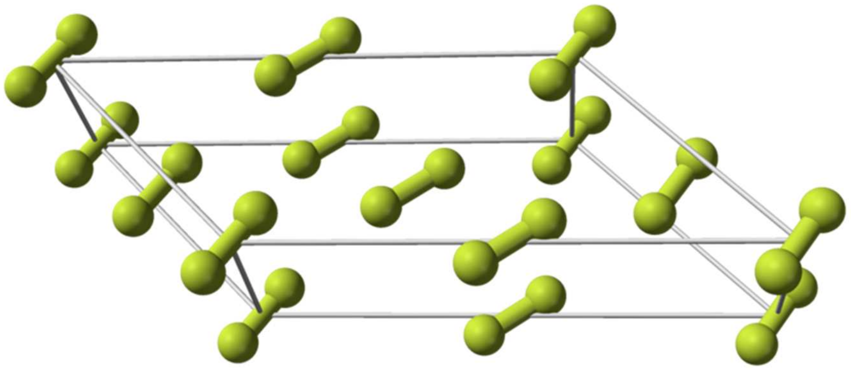
۷. د فلورین د ^{23}F ایزوټوپ کتله ۲۳,۰۰۳۵۷ اتومي واحده ده. نیمایي عمر یې ۲,۲ ثانیې دی. د تجزیې ډول یې β^- بېټا- منفي- تجزیه دی، چې په پایله کې یې د نیون ^{23}Ne ایزوټوپ جوړیږي. هسته یې سپین یې ۵/۲ دی.

بلوري جالۍ یې

فلورین د بلورونو دوه ډوله جالۍ جوړوي چې په اتموسفیر فشار کې پاینبت لرونکي دي.

۱. الفا-فلورین د تودوخې تر ۴۵,۲ کیلوینه ټیټه درجه کې شتون لري، بلوري جالۍ یې مونوکلینیک سېستم لري، فضایي گروپ یې $C\,2/c$ دی، پارامترونه یې a = ۰,۵۵۰ نانومتره، b = ۰,۳۲۸ نانومتره، c = ۰,۷۲۸ نانومتره، Z = ۴, β = ۱۰۲,۱۷° دي.

۲. بېټا- فلورین د تودوخې د ۴۵,۲ ÷ ۵۳,۵۳ کیلوین درجو تر منځ شتون لري، بلوري جالۍ یې مکعبي سېستم لري، پارامترونه یې a = ۰,۶۶۷ нм, Z = ۸ نانومتره دي.



انځور: د الفا - فلورین بلوري جوړښت (د اتموسفير په فشار کې پا يښت لرونکی دی)

لاس ته راوړل يې

په صنعتي ډول د فلورينود لاس ته راوړلو لار د فلوريتيي کاني ډبرو رااېستل او غني کول دي، د سولفوريک اسيډ H_2SO_4 پر مټ د ده د ټينګتوکي (کونسنترات) تجزيه کول دی چې په پايله کې بې اوبو هايډروجن فلورايډ HF او د ده الکتروليتي پاتې شوني جوړوي.

په لابراتوار کې د فلورينو د لاس ته راوړلو طريقه دا ده چې د ځينو مرکبونو تجزيه کاريږي، خو دا ټول په طبيعت کې په پوره اندازه نه موندل کيږي نو له همدې لامله له نړه فلورين څخه تر لاسه کيږي.

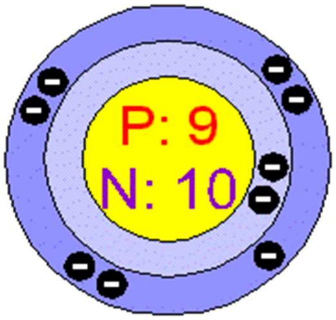
د فلورينو اتوم

د فلورينو د اتوم هسته له ۹ پروتونونو او ۱۰ نيوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۹ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۲ انرژيکي سويې لري، په بله وينا د فلورينو د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۲ ده. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲ او په دويمه کې يې ۷ الکترونونه سره وېشل شوي

دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۱۹ دی
.

د اتوم نور خواص يې:

- د فلورينو اتومي کتله **۱۸,۹۹۸۴۰۳۲** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول **[He] $2s^2\ 2p^5$** سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې **۷۳** پ. م دی.



انځور: د فلورينو د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

- د فلورينو کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې: د گاز په بڼه په يوه ليټر کې **۱,۶۹۲** - گرامه دی. په اوبلنه بڼه په يو س. م. م کې ^{188}-۱,۵۱۶ گرامه دی. په جامد حالت کې په يو س. م کې ^{228}-۱,۷ - گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر منفي **۲۱۹,۷۰**- ده. (د ک په شمېر **۵۳,۵۳** درجې ده).
- د ايشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر منفي **۱۸۸,۱۲**- ده. (د ک په شمېر **۸۵,۰۳** درجې ده).

- بحراني ټکی يې ۱۴۴,۴ کيلوينه، **۵,۲۱۵** ميګاپاسکاله دی.
- د ويلي کېدو تودوالی يې **(F-F) ۵۱ ,۰** کيلوجوله\موله دی.
- د براس تودوالی يې **۵۴ ,۲** کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې **۳۱,۳۴** جوله\(کيلوين. موله) دی.
- مولي حجم يې ۱۷,۱ س. م. م\موله دی.

فلورين نری زېړ رنګ لرونکی ګاز دی، د لږ ټينګوالي پر مهال يې بوی سړي ته هممهال ازون او کلورين ور په يادوي، زهرجن دی.

فلورين د اېشېدو (ويلي کېدو) له نورم څخه ډېره ټيټ درجه لري. دا له دې لامله چې دی د **d** کوشنۍ سويه نه لري او له نورو هالوجيني عنصرونو څخه په توپير کې نه شي کولای چې يونيمي اړيکي جوړ کړي. (په نورو هالوجيني عنصرونو کې د اړيکو ګراييتوب (چندوالی) تخمينن ۱,۱ دی).

کيميايي خواص يې

- د فلورينو کووالينسي نيم قطر ۷۲ پ. م دی.
- د ايون نيمايي قطر يې (**e**۱-) **۱۳۳** پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې **۳,۹۸** پاولينګه دی.
- الکترودي ځواک يې **۲,۸۷** ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجې يې ۱- ، ۰ دي.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې ۱۲۸۰,۰ کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمېر (۱۷,۴۱) الکترون ولټه ده.

فلورين تر ټولو نافلزونو ډېر فعال نافلز دی، پرته له فلورايډونو نږدې له ټولو توکيو سره ډېر فعال تعامل کوي، چې د اکسايډ جوړولو کچې يې ډېرې لوړې دي، له کمپېښنه

استثناوو څخه چې هغه فلوروپولیمیرونه دي، د هغوی له ډېرې سره په تعامل کې سوځي او چاودنه کوي. د کوټې د هوا تودوخې په درجه کې د فلورینو په وړاندې ځینې فلزونه مقاومت کوونکي دي، ځکه چې دا فلزونه له پاسه یو ډول داسې کلک قشر جوړوي چې له فلورینو سره د تعامل کولو مخنیوی کوي. دا فلزونه الومینیم **Al** ، مگنیزیم **Mg** ، مس **Cu** او نیکل **Ni** دي. له هایډروجن سره د فلورینو تماس یا یو ځای کېدل ان د تودوخې په ډېرو ټیټو درجو کې (تر منفي **۲۵۲**- س. گ درجو پورې) اور اخلي او چوي. د فلورینو په اتموسفیر کې ان اوبه او پلاتین هم سوځي:

$$2F_2 + 2H_2O \rightarrow 4HF\uparrow + O_2\uparrow$$

$$Pt + 2F_2 \xrightarrow{350-400^{\circ}C} PtF_4$$

هغه تعاملونه چې فلورین پکې په سرسري ډول جوړوونکی دی، د لوړو فلورایډونو تجزیوي تعاملونه دي. د بېلگې په توگه دلته یې لومړی د کوبالټ ترای فلورایډ **CoF₃** او ورپسې د منگانیز تیترافلورایډ **MnF₄** تجزیوي تعاملونه وړاندې شوي:

$$2CoF_3 \rightarrow 2CoF_2 + F_2\uparrow$$

$$2MnF_4 \rightarrow 2MnF_3 + F_2\uparrow$$

فلورین همدا راز کولای شي چې په بربښنايي ناچارجۍ کې له اکسیجن سره اکسایډ جوړ کړي او په پایله کې اکسیجن ډای فلورایډ **OF₂** جوړ کړي.

دا عنصر په ټولو مرکبونو کې د اکسایډ جوړولو منفي یو ۱ - درجه ښیي. د دې لپاره چې فلورین د اکسایډ جوړولو مثبه درجه وښیي، د ایکسیمیري مالیکول جوړول یا هم غیر عادي (شدیدو) شرایطو جوړولو ته اړیتا ده. دا کار د فلورینو د اتومونو مصنوعي ایون جوړول (ایونیزېشن) غواړي.

ساتنه يې

فلورين د ګاز په حالت کې تر فشار لاندې او په اوبلن حالت کې (د اوبلن نايټروجن په مرسته سړولو سره) په داسې لوښيو کې ساتل کيږي چې له نيکل، له ده سره له ګډوله فلزونو، مسو، الومينيم او له ده سره له ګډوله فلزونو، ژېړو او زنګ نه وهونکيو پولادو څخه جوړ شوي وي. په دې ډول لوښيو کې يې ساتنه له دې لامله شونې ده چې دا فلزونه او د دوی ګډولې (ترکيبي فلزونه) داسې قشر جوړوي چې فلورايډونه نه شي ترې تېرېدای.

په کيميا کې يې کارونه

ګازي فلورين د دې لاندې توکيو د لاس ته راوړلو لپاره کاريږي:

- د يورانيم هيګزافلورايډ UF_6 او يورانيم تيترافلورايډ UF_4 د لاسه ته راولو لپاره چې د اټومي صنعت لپاره د يورانيمو د ايزوټوپونو د بېلولو لپاره کاريږي.
- د کلورين ترای فلورايډ ClF_3 د لاس ته راوړلو لپاره چې د توغنديو د سونتوکيو پياوړی اکسايډ جوړوونکی دی.
- د سولفور هيګزافلورايډ SF_6 د لاس ته راوړلو لپاره، يو ګازي عايق دی چې په الکتروتخنيکي صنعت کې کاريږي.
- د فلزونو د فلورايډونو د لاس ته راوړلو لپاره (د بېلګې په توګه **W** او **V**) چې ځينې ګټور خواص لري.
- د فريونونو (**Freon**) د تر لاسه کولو لپاره چې ښه سړوونکي توکي (ريفري ګيرانټونه) دي.
- د پولي تيترافلوروايتيلين $(C_2F_4)n$ د لاس ته راوړلو لپاره چې کيميايي غير فعال پوليميرونه دي.
- د سوډيم هيګزافلوروالومينات $Na_3[AlF_6]$ د لاس ته راوړلو لپاره چې وروسته ترې د الکتروليز په مرسته الومينيم لاس ته راځي.

- د فلورینو د بېلابېلو مرکبونو د لاس ته راړولو لپاره.

په توغندیز تخنیک کې: فلورین او د ده مرکبونه د توغندیو د سونتوکیو د اکسایډ جوړوونکیو په توګه په توغندیز تخنیک کې کارېږي.

په طب کې کارونه: د هایډروکاربونونو د فلوریني کولو لپاره (د بېلګې په توګه پرفلوروډیکالین (perfluorodecaline)) په طب کې د وینې د بلونج (بدیل) په توګه کارېږي. ګڼ شمېر داسې دارو درمل شته چې په ترکیب کې یې فلورین شتون لري، لکه هالوټان (Halothane)، فلورورا سیل (Fluorouracil) او داسې نور.

د فلورینو زهریت

فلورین ډېر یرغلیز (تهاجمي، تعرضي) توکی دی. تخریش کوونکی او خرابوونکی اغېز یې له هایډروجن فلورایډ HF څخه څو ګرایه پیاوړی دی. زهرجن اغېز یې احتمال لري له دې لامله وي چې فلورین دا شونتیا لري چې د اورګانیزم له ووبونو سره د ازادو راډیکالونو په تعاملونو کې ګډون وکړي. له دې ګاز سره د انسان د بدن د پوست د تماس په دوو ثانیو کې پوست سوځوي؛ **۲۵۲** داسې کسان کتل شوي چې له فلورین ګاز څخه ژوبل شوي ول، د **۵۷** کسانو یې سترګې ژوبلې کړې، سرې کړې او پړسولې وې.

۱۰. نیون

نیون د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د دویمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۱۰ او سېمبول یې **Ne** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Neon**)، په انګریزي کې (**Neon**) او په روسی ژبه کې (**Heóн**) دی. دا عنصر تر هایډروجن، هیلیم، اکسیجن او کاربون وروسته په پینۍ (کایناتو) کې د خپرېدا د ډېروالي له پلوه **۵** ځای لري. نیون ساده

توکی دی او د ثبت د سي اي اېس (CAS) شمېره يې (۹-۰۱-۷۴۴۰) ده. دا يو غيرفعال، يو اتومه، بې رنګه، بې بويه او نجيبه ګاز دی.

انځور: نيون غيرفعال، يو اتومه، بې رنګه، بې بويه او نجيبه ګاز دی

تاريخچه يې

نيون پر ۱۸۹۸ ز کال د انګليسي کيمياپوه «ويليام رمزی» (۱۸۵۲-۱۹۱۲) او بل انګليسي کيمياپوه «موريس ويليام ترېويرس» (۱۸۷۲-۱۹۶۱) له خوا کشف شو. دوی دا ګاز له نورو توکيو څخه وروسته تر هغه د «استثنايي مېتود» پر مټ بېل کړ، کله چې اکسيجن، نايټروجن او د هوا نور درانه توکي په مايع بدل شول. تر دې وروسته عنصر ته د «نيون» نوم ورکړ شو، چې له يوناني ژبې څخه په ژباړه کې د «نوي» مانا لري. د ۱۹۱۰ ز کال په ډيسمبر کې پرانسي مخترع «جورج کلود» د ګاز برېښنايي ګروپ جوړ کړ، چې له نيون څخه ډک شوی وو.

د نامه ريښه يې: د نيون کلمه د يوناني ژبې له (néon) څخه اخيستل شوې چې د «نوي» مانا لري.

داسې يو روايت او بيان هم شته او هغه دا چې په اصل کې د «رمزي» **۱۳** کلن زوی «ويلي» دې عنصر ته دا نوم ورکړی . ده پلار ته ويلي وو چې غواړي پر دې نوي گاز دی د «**novum**» نوم کېږدي چې په لاتيني ژبه کې «نوي» ته وايي. د ده د پلار دا مفکوره خوښه شوه، خو داسې يې وګڼله چې د «نيون» نوم له يوناني همماناکلمې څخه اخيستل شوې او د «نيون» نوم په تلفظ کولو سره په سرې ښه لګيږي.

په کايناتو کې د نيون شتون

نيون په نړيوال توکي کې يو برابر نه دی خپور شوی، خو په ټوله کې په کايناتو کې د ډېروالي له پلوه پېنځم ځای نيسي او د کتلې له پلوه نږدې ۱۳, ۰ سلنه دی. د دې گاز تر ټولو ډېر تمرکزيت په لمر او نورو سرو (تودو) ستوريو کې، په گازي غبارونو، د لمريز نظام د بهرنيو گرزندو ستوريو لکه مشتري، زحل، اورانوس او نيپتون په اتموسفيرونو کې شتون لري. دا عنصر د ډېروالي له پلوه د نورو ستوريو په اتموسفيرونوکې تر هايډروجن او هيليم وروسته دريم ځای لري.

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې

د منډليف جدول د دويمې دورې تر ټولو پايښت لرونکيو عنصرونو څخه نيون په ځمکه کې لږ خپور شوی دی. د نوموړي جدول د اتم گروپ په اړانه کې نيون د ځمکې په پاسني کلک قشر کې تر ارگون **Ar** او هيليم **He** وروسته دريم ځای لري. گازي غبارونه او ځينې ستوري تر ځمکې څو گرايه ډېر نيون لري.

په ځمکه کې د دې گاز تر ټولو ډېر زياتوالی د دې په اتموسفير کې ليدل کيږي، چې د حجم له پلوه ۳-۱,۸۲۰۱۰ سلنه ده؛ ټوليزې زېرمې يې **M³** ۱۴ ۷,۸۰۱۰ مترمکعبه ارزول کيږي . د هوا په يوه متر مکعب کې نږدې **۱۸,۲** س. م. م (سانتي متره مکعب) نيون دی. که له هيليم سره پرتله شي نو د هوا په همدومره حجم کې **۵,۲** س. م. م هيليم دی. د ځمکې په پاسني

کلک قشر کې د نیون منځنۍ اندازه لږ ده چې د کتلې له پلوه $7 \cdot 10^{-9}$ سلنه کیږي. د ځمکې په غونډاري (کره) کې یې ټوله اندازه $6,6 \cdot 10^{10}$ ټنه کیږي. په هغو توکیو کې چې له اورشیندو غرونو څخه راوتلي، د دې عنصر اندازه نږدې 10^{9} ټنه ده. د ځمکې او غرونو د ډبرو د بېلابېلو ځایونو د رنګېدو پر مهال نیون راوزي او اتموسفیر ته پورته کیږي. له طبیعي اوبو څخه د نیون ګاز اتموسفیر ته پورته کیږي، خو دا کچه یې لږ ده.

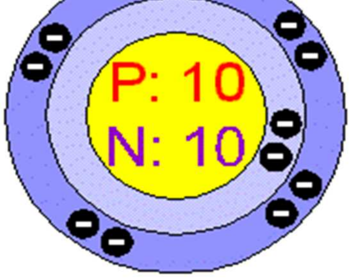
پوهان د ځمکې نیوني نېستي په دې کې ویني چې ځمکې یو مهال خپل لومړنی اتموسفیر له لاسه ورکړی او هماغه اتموسفیر د نجیبه ګازونو لویه کتله له ځان سره وړې ده، چې د اکسیجن او نورو ګازونو په څېر یې ونه شو کولای له کیمیایي پلوه له هغو عنصرونو سره اړیکی ټینګ کړي چې په مینرالونو کې ول او په دې ډول په ځمکه کې پاتې شي.

د نیون اتوم

د نیون د اتوم هسته له ۱۰ پروتونونو او ۱۰ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۱۰ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۲ انرژیکي سویې لري، په بله وینا د نیون د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۲ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲ او په دویمه کې یې ۸ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۰ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د نیون اتومي کتله ۲۰,۱۷۹۷ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې $[He]\ 2s^2\ 2p^6$ فورمول سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې ۳۸ پ. م دی.



انځور: د نیون د اتوم جوړښت

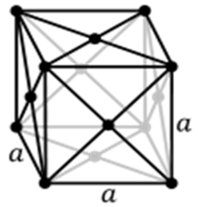
فیزیکي خواص یې

- د نیون کثافت په عادي شرایطو کې: اوبلن یې د تودوخې په منفي **۲۴۶**- س. گ درجو په یوه س. م. م کې **۱,۲۰۴** گرامه دی؛ د تودوخې په منفي صفر ۰- س. گ درجه کې **۱۰۱,۳۲۵** کیلوپاسکاله فشار کې په یو س. م. م کې **۰,۰۰۰۹۰۰۲** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر منفي **۲۴۸,۵۹**- ده. (د ک په شمېر **۲۴,۵۶** درجې ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۲۴۶,۰۴۶**- ده. (د ک په شمېر **۲۷,۱۰۴** درجې ده).
- د براس تودوالی یې **۱,۷۴** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۰,۷۹** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې **۱۶,۸** س. م. م\موله دی.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د نیون د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې **۴,۴۳۰** انگسترومه دی.

- د ډیبای د تودوخې درجه يې ۶۳,۰۰ کیلوینه ده.



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

کیمیايي خواص يې

- د نیون کووالینسي نیم قطر ۵۸ پ. م دی.
- د ایون نیم قطر يې ۱۱۲ پ. م دی.
- الکتروني منفیت يې ۴,۴ پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک يې صفر ولټه دی.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي يې ۲۰۷۹,۴ کیلوجوله\موله ده. په بل شمېر (۲۱,۵۵) الکترون ولټه ده.

ایزوټوپونه يې

د نیون عنصر ۱۹ ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې يې له ۱۲ څخه پیل او پر ۳۴ پای ته رسيږي. له دې شمېر څخه يې ۳ پایښت لرونکي دي او هغه يو د ^{20}Ne ایزوټوپ دی چې ایزوټوپي ډېروالی يې ۹۰,۴۸ سلنه دی. بل يې د ^{21}Ne ایزوټوپ دی چې ایزوټوپي ډېروالی يې ۰,۲۷ سلنه دی، او دریم يې د ^{22}Ne ایزوټوپ دی چې ایزوټوپي ډېروالی يې ۹,۲۵ سلنه دی. له نورو ۱۲ رادیواکتیفي ایزوټوپونو څخه يې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د نیون-۲۴ ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر يې ۳,۳۸ دقیقې دی. د نورو ټولو پاتې ایزوټوپونو نیمايي عمر يې تر یوې دقیقې پورې دی. تر ۲۰ شمېرې پایښت لرونکي

ایزوټوپه پورې د رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې ډول یې β^+ بېتا-مثبت-تجزیه دی او تر ۲۲ شمېرې پاینښت لرونکي ایزوټوپه وروسته رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې ډول β^- بېتا-منفي-تجزیه دی. تر ۲۰ شمېرې پاینښت لرونکي ایزوټوپه پورې د رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې په پایله کې د اکسیجن O_2، نایټروجن N_2، او فلورینو F_2 ایزوټوپونه جوړیږي او تر ۲۲ شمېرې پاینښت لرونکي ایزوټوپه وروسته رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې په پایله کې د سوډیم **Na** ایزوټوپونه جوړیږي.

لاس ته راوړل یې

نیون له هیلیم سره یو ځای په لویو صنعتي دستګاوو کې د هوا د اوبلنولو (مایع کولو) او بېلولو په پروسه کې د اضافي (پاتې شوني) توکي په توګه تر لاسه کیږي. د «نیوني-هیلیمي» مخلوط وېش یا بېلول د تودوخې په ټیټو درجو کې د سرسري (سطحي) جذب پر مټ میعان او ترسره کیږي.

د سرسري جذب مېتود له هیلیم څخه په توپیر کې د نیون پر هغه وړتیا بنسټ لري چې د هغه فعال کاربون پر مټ سرسري جذب شي چې په اوبلن نایټروجن باندې سوړ شوی وي. میعاني (د میعان) مېتود یې د اوبلن هایډروجن پر مټ د مخلوط د سړولو او د نیون پر کنګل کولو باندې بنسټ لري. د سمونې (اصلاحي) ډول یې د هیلیم او نایټروجن د ایشېدو د درجو تر منځ توپیر باندې بنسټ لري.

نیون د اوبلنې هوا په دوه ځلي بېلونې ماشینونو کې له هوا څخه بېلیږي. ګازي نیون او هیلیم د لوړ فشار د ستون په پاسنۍ برخه کې راټولیږي، یانې په براس ورکوونکي کاندنسر کې، له هغه ځایه بیا تر **۰,۵۵** مېګاپاسکال فشار لاندې د ډیفلېګماټور (**dephlagmator**) نل ته ورته خلا ته تېریږي او د اوبلن نایټروجن پر مټ سړیږي. له ډیفلېګماټور څخه د نیون او هیلیم غني شوی مخلوط له نایټروجن څخه د پاکولو لپاره له فعال کاربون سره یو ځای جذب کوونکیو ته استول کیږي، له هغوی څخه تر تودولو

وروسته د ګاز ساتلو ځای ته (ګازساتنځي) ته استول کیږي (په مخلوط کې د نیون او هیلیم ګډه کچه تر ۷۰ سلنې رسیږي)؛ د ګازونو د مخلوط د راایستلو درجه ۰.۵-۰.٦ ده. له نایټروجن څخه یې وروستۍ پاکونه او د نیون او هیلیم یو تر بل بېلولو کار یې کېدای شي چې یا د سیلیکاټي جذبونې پر مټ د اوبلن نایټروجن د تودوخې په مرسته، یا هم د میعاني مېتودونو پر مټ، په بله وینا د اوبلن هایډروجن یا نیون پر مټ ترسره شي. د هایډروجن له کومې برخې یا کچې (اندازې) څخه یې اضافي پاکونه د اوبلن هایډروجن په کارونې سره د مسو د اکسایډ **CuO** په مرسته د تودوخې په ۷۰۰ س. ګ درجو کې ترسره کیږي. په پایله کې د حجم له پلوه د ۹۹,۹ سلنې نږه نیون لاس ته راځي.

په وروستۍ لسیزه کې د نیون د لاس ته راوړلو بنسټیز صنعتي مېتود د تودوخې په ټیټه درجه کې د نیون-هیلیم د مخلوط په بېلولو (نیون له هیلیم څخه بېلول) ترسره کیږي؛ د نیون او هیلیم مخلوط په مقدماتي ډول په هغه کې له شته نایټروجن او هایډروجن څخه پاکیږي (هایډروجن په کټالیسټ سره ډکیږي) او په تودنۍ (بخارۍ) کې سوځول کیږي. نایټروجن یې د تودوخې په ټیټه درجه لرونکیو ماشینونو (ډیفلېګماټورونو) کې د تر منفي ۱۵۳- څخه ټیټو درجو لرونکیو جذبوونکیو په بلاک کې، چې له فعال کاربون څخه ډک وي، په مرسته لري کیږي. د نایټروجن تر لري کولو وروسته د نیون - هیلیم مخلوط د کومپرېسور پر مټ کنښکاږل کیږي او د جلاکولو ځای ته لېږل کیږي (مخکې له مخکې د نایټروجن د ابشېدو تر درجې پورې سړول کیږي). د تودوخې درجې د ټیټولو لپاره د ساړه شوي مخلوط فشار له ۲۵ مېګاپاسکاله څخه تر ۰,۳-۰,۲ مېګاپاسکاله پورې کمیږي. د ستون له پاسنۍ برخې څخه د کوندنساتور تر برغولي لاندې هغه هیلیم رااخیستل کیږی چې مخلوط یې تر ۲۰ سلنې پورې نیون وي. د ستون په لاندینۍ برخه کې اوبلن نیون لاس ته راځي. د نیون-هیلیم د مخلوط د جلا کولو مېتود دا شونتیا برابروي چې تر ۹۹,۹۹۹۹ سلنې پورې نږه نیون لاس ته را شي.

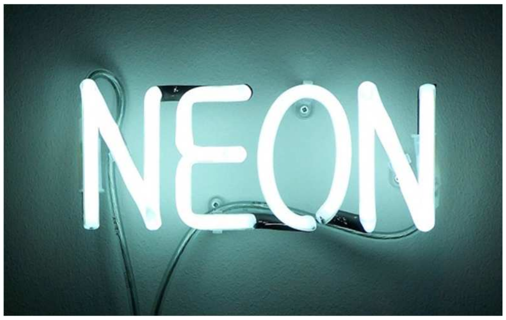
د لوړ سوچه نیون د لاس ته راوړلو لپاره صنعتي ماشینونه جوړ شوي چې په اوکراین او روسيې فدراسیون کې په پراخه پیمانه ترې کار اخیستل کیږي.

کارونه يې

اوبلن نیون د ساړو د ټیټو درجو په دستګاوو کې د سړوونکي توکي په توګه کاریږي. پخوا نیون په صنعت کې د بې فعاله چاپیریال په توګه کاربده، خو د ارګون **Ar** ګاز تر ده ډېر ارزانه وو نو ځکه خو يې ځایناستی شو او د ده پر ځای دود شو.

له نیون ګاز څخه په ځینو ګازي برېښنايي ګروپونو، د رادیوتخنیکي سامان الاتو په ځینو سیګنالي ګروپونو، لمریزو بېټریو او ریکتیفایرونو(**rectifier**) کې کار اخیستل کیږي. د نیون او هیلیم مخلوط په ګازي لایزرونو کې د کاري توکي په توګه کاریږي.

هغه لولې چې د نیون او نایټروجن له مخلوطه ډکې شوې وي له هغوی څخه د برېښنا د بهیر تېرولو پر مهال سره-نارنجي رڼا کوي، له دې لامله هغوی په ریکلامي چارو کې ډېر کاریږي. د دود له مخې هغه لولې هم «نیوني» بلل کیږي چې نور رنګونه ولري او له نورو نجیبه ګازونو څخه ډکې شوې وي. د نیون (یا نیوني) برېښنايي ګروپونه په سمندري اډو، بندرونو، تمځیو، هوايي ډګرونو او نورو کې د سیګنال لپاره کاریږي، ځکه چې د دوی سور رنګ د ګرد او غبار پر مټ ډېر لږ کمزوری کیږي.



انځور: له نیون برېښنايي ګروپونو څخه جوړه شوې او لیکل شوې لوحه

۱۱. سوډیم

سوډیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د درېیمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۱۱ او سېمبول یې **Na** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Natrium**)، په انگرېزي کې (**Sodium**) او په روسي ژبه کې (**Нáтрий**) دی. سوډیم ساده توکی او د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (**۵-۲۳-۷۴۴۰**) ده. دا یو نرم الکلي فلز دی چې سپینو زرو ته ورته رنگ لري.

انځور: سوډیم سپینو زرو ته ورته رنگ لرونکی نرم فلز دی

تاریخچه او د نامه ریښه یې

سوډیم (که کره وویل شي د ده مرکب) له پخوا زمانو څخه کارېږي. د بېلگې په توگه سوډا په طبیعت کې د مصر د نتروني جهیلونو په اوبو کې موندل کیږي. لرغونیو مصریانو له

طبيعي سوډا څخه د مړيو په موميايي کولو، د انځورګرۍ لپاره بوجۍ ته ورته توکرانو په سپينولو، د خواړو په اېشولو، د رنګونو او د سيراميک ګلاز (**Glaze**) په جوړولو کې کار اخيست. لرغونی رومي ليکوال دويم «ګايوس پلينيوس» د (**۲۳, ۲۴ ، ۲۵-۷۹** ز کلونه) ليکي چې د نيل سيند په دلتا کې سوډا (په هغې کې د سوډا اندازه ډېره وه) د سيند له اوبو څخه بېلېده. سوډا د لويو ټوټو په بڼه پلور ته وړاندې کېده، ځکه چې سکاره ورسره ګډ ول چې خړ او ان تور رنګ به يې درلود.

د سوډيم نوم د لاتيني ژبې له (**natrium**) او د منځنۍ لرغونې يوناني ژبې له (**νίτρον**) څخه او هغې هم له آره د منځنۍ مصري ژبې له (**nṯr**) څخه اخيستی، د نورو مانااو په څنګ کې يې د «سوډا»، «سخت، تېز نتر» ماناوې درلودې.

د «**Na**» مخفف توري او د (**natrium**) کلمه لومړی ځل د سويډني ډاکترانو د ټولنې بنسټ اېښودوونکي اکاډميسين او کيمياپوه «يونس ياکوب برسيليوس» (**۱۷۷۹-۱۸۴۸**) د طبيعي مينرالي مالګو د ټاکنې لپاره کارولې، د هغو مالګو چې سوډا يې هم په ترکيب کې ګډون درلود . دا عنصر پخوا د (سوډيېم) چې د لاتيني ژبې له (**sodium**) څخه اخيستل شوې، په نامه يادېده.

د (**sodium**) نوم ريښه ښايي چې د عربي ژبې له (**suda**) څخه اخيستل شوې وي چې «د سر خوږي» مانا لري، ځکه هغه مهال سوډا د سرخوږۍ (سر دردۍ) د ښه کولو د درمل په توګه کارېده.

سوډيم لومړی ځل انګليسي کيمياپوه «همفري ډېوي» (**۱۷۷۸-۱۸۲۹**) پر **۱۸۰۷** ز کال د ويلي شوي سوډيم هايډروکسايډ **HONa** د الکتروليز کولو له لارې لاس ته راوړ.

په طبیعت کې د سوډیم شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د سوډیم کلارک په یوه ټن کې **۲۵** کیلوګرامه دی. په سمندري اوبو کې یې اندازه د مرکب په بڼه په یوه لیتر کې **۱۰،۵** ګرامه ده. فلزي سوډیم د مخلوط په بڼه موندل کیږي چې د مالګې ډبرې (سوډیم کلوراید **NaCl**) ته شین رنګ ورکوي. مالګه‌دا رنګ د رادیاسیون وړانګې تراغېز لاندې خپلوي.

لاس ته راوړل یې

په صنعتي ډول د سوډیم لومړی ځل لاس ته راوړل په کاربوترمیک تعامل سره د سوډیم کاربونات **Na_2CO_3** بشپړول او دې مخلوط ته په وسپنیز لوښي کې د ۱۰۰۰ س. ګ درجو تودوخې په ورکولو سره ترسره شو. (دا د ډېویل طریقې په نامه یادیږي):

$$Na_2CO_3 + 2C \xrightarrow{1000^\circ C} 2Na + 3CO.$$

کلسیم کاربیډ **CaC_2**، الومینیم **Al**، سیلیکون **Si**، فیروسیلیکون (د وسپنې او سیلیکون ګډوله فلز)، سیلومین (د الومینیم او سیلیکون ګډوله فلز) هم کېدای شي په همدې ډول وکاریږي.

د برېښنایي انرجۍ په تر لاسه کېدو سره د سوډیم د لاس ته راوړلو بله لار ډېره عملي ده او هغه د ویلي شوي سوډیم هایډروکساید **NaOH** یا سوډیم کلوراید **NaCl** الکترولیزول دي. په اوسني وخت کې د سوډیم د لاس ته راوړلو تر ټولو بنسټیزه طریقه الکترولیز دی.

ایزوټوپونه یې

د سوډیم کیمیایي عنصر **۲۰** ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له **۱۸** پیلیږي او پر **۳۷** پای ته رسیږي او **۲** یې د اتوم هسته یي ایزومیرونه **Na^{22m}** او **Na^{24m}** پېژندل

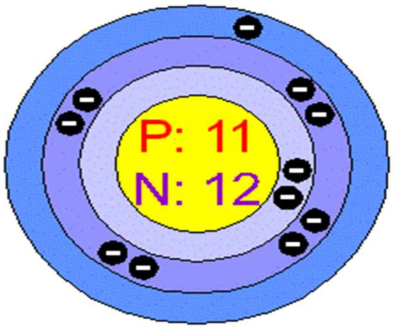
شوي دي. د دې عنصر یوازینی پایښت لرونکی ایزوټوپ د ^{23}Na ایزوټوپ دی او په دې ډول دی یو مونوایزوټوپي عنصر بلل کېدای شي. د نورو رادیواکتیفي ایزوټوپونو له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{22}Na ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۲,۶ کاله دی. بل یې د ^{24}Na ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۵ ساعته دی. د نورو ډېری ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر یوې دقیقې لنډ دی. له دوو هسته یي ایزومیرونو څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{24m}Na ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۲۰,۲ میکروثانیې دی. تر سوډیم-۲۳ پایښت لرونکي ایزوټوپه مخکې رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې ډول یې د ډېری هغو β^+ بېټا-مثبت-تجزیه دی چې په پایله کې یې یو د اکسیجن O_2 او نور د نیون Ne ایزوټوپونه جوړیږي. تر سوډیم-۲۳ پایښت لرونکي ایزوټوپه وروسته رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې ډول یې β^- بېټا-منفي-تجزیه دی چې په پایله کې یې د مګنیزیم Mg ایزوټوپونه جوړیږي.

د سوډیم اتوم

د سوډیم د اتوم هسته له ۱۱ پروتونونو او ۱۲ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۱۱ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۳ انرژیکي سویې لري، په بله وینا د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۳ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، او په درېیمه 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) ۲۳ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د سوډیم اتومي کتله ۲۲,۹۸۹۷۶۹۲۸ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې $[Ne]\ 3s^1$ فورمول سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې ۱۹۰ پ. م دی.



انځور: د سوډيم د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

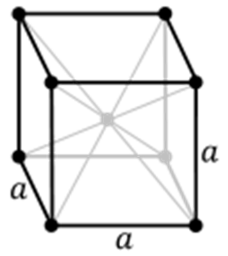
- د سوډيم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې ۰,۹۷۱ گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۹۷,۷۹۴ ده. (د ک په شمېر ۳۷۰,۹۴۴ ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۸۸۲,۹۴۰ ده. (د ک په شمېر ۱۱۵۶,۰۹۰ ده).
- د ويلي کېدو تودوالی يې ۲,۶۴ کيلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی يې ۹۷,۹ کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې ۲۸,۲۳ جوله\(کيلوين. موله) دی.
- مولي حجم يې ۲۳,۷ س. م. م\موله دی.

سوډيم سپينو زرو ته ورته رنگ لري، په نريو قشرونو کې لږ لږ نری چونيا رنگ لري، د کړولو او کشېدو وړتيا لري، ان نرم دی، په چاکو په اسانۍ پرې کيږي؛ د سوډيم تازه پرې شوی ځای ځلا کوي. د برېښنا تېرولو او تودوخې تېرولو ظرفيتونه يې خورا لوړ دي. تر فشار لاندې روڼ شي او رنگ يې د ياقوت په څېر سور شي.

دا فلز د کوټې د هوا د تودوخې په درجه کې د بلورونو مکعبي سېستم جوړوي ، فضايي گروپ يې ***I m ۳m*** دی، د واحد سلول پارامترونه يې ***a* = ۰,۴۲۸۲۰ нм, Z = ۲** نانو متره دي. د تودوخې په منفي ۲۲۸ - درجو کې شپږڅنډيز (هيگزاگونال) بلوري فاز ته تېرېږي، فضايي گروپ يې هم ***P ۶۳/mmc***، او د سلول پارامترونه يې هم ***a* = ۰,۳۷۶۷ нм, *c* = ۰,۶۱۵۴ нм, *Z* = ۲** نانومتره وي.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د سوډيم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي منځډک سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې **۴,۲۸۲۰** انگسترومه دی.
- د ډيباى د تودوخې درجه يې **۱۵۰** کيلوينه ده.



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

کيميايي خواص يې

- د سوډيم کووالينسي نيم قطر **۱۵۴** پ. م دی.
- د ايون نيمايي قطر يې ۹۷ (**۱e**+) پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې ۰,۹۳ پاولينگه دی.
- الکترودي ځواک يې ۲,۷۱ - ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجه يې ۱ ده.

- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې **۴۹۵,۲** کیلوجوله\موله ده . په بل شمېر (**۵,۱۴**) الکترون ولټه ده.

د سوډیم الکلي فلز په هوا کې په اسانۍ تر سوډیم اکسایډه **Na_2O** اکسایډ جوړوي. د هوا له اکسیجن څخه د ساتنې لپاره سوډیم د خاورو په تېلو کې ساتل کیږي.

$$4Na + O_2 \rightarrow 2Na_2O$$

په هوا یا په اکسیجن **O_2** کې د سوډیم **Na** د سوځېدو پر مهال سوډیم پر اکسایډ **Na_2O_2** جوړیږي چې د تعامل معادله یې دا ده:

$$2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$$

سوډیم **Na** له اوبو **H_2O** سره ډېر توپاني تعامل کوي، د تعامل کولو پر مهال داسې هایډروجن **H_2** ازادوي چې کولای شي په خپل سر اور واخلي یا وچوي، د فلز ټوټې د اوبو سر ته راپورته کیږي او کېدای شي چې ویلي شي:

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2 \uparrow$$

دا فلز د ټولو الکلي فلزونو په څېر پیاوړی بشپړوونکي دی او له ډېرو نافلزونو سره په فعاله توګه تعامل کوي (پرته له نایټروجن، ایوډین، کاربون او نجیبه ګازونو څخه). په دې لاندې دوو بېلګو کې سوډیم له کلورینو **Cl_2** سره تعامل کړی او سوډیم کلورایډ **NaCl** یې جوړ کړی. دویم تعامل یې له هایډروجن **H_2** سره کړی او سوډیم هایډرایډ **NaH** یې جوړ کړی چې معادلې یې دا دي:

$$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$$

$$2Na + H_2 \xrightarrow{250-400^{\circ}C,p} 2NaH$$

سوډیم تر لیتیم ډېر فعال دی. له نایټروجن N_2 سره په (**glow discharge**) کې ښه تعامل نه کوي ، او ډېره پاېښت نه لرونکې ماده سوډیم نایټرېډ **Na_3N** جوړوي. په معکوس حالت کې په اسانۍ سره لیتیم نایټرېډ **Li_3N** جوړوي چې د تامل معادله یې دا ده:

$$6Na + N_2 \rightarrow 2Na_3N$$

که چیرې تېزابونه وراضافه او ورسره ګډ شي، نو د عادي فلز په څېر ورسره **تعامل** کوي. دلته سوډیم **Na** له هایډروجن کلورایډ **HCl** سره **تعامل** کړی چې په پایله کې یې سوډیم کلورایډ **NaCl** جوړ کړی او هایډروجن **H_2** یې ازاد کړی چې معادله یې دا ده:

$$2Na + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2 \uparrow$$

له ټینګو اکسایډ جوړوونکیو تېزابو سره د **تعامل** پر مهال بشپړوونکي توکي ازادوي، لکه دلته چې یې له نایټریک اسیډ **HNO_3** سره **تعامل** ښودل شوی:

$$8Na + 10HNO_3 \rightarrow 8NaNO_3 + NH_4NO_3 + 3H_2O$$

سوډیم په اوبلنه امونیا **NH_3** کې حلیږي او شین محلول جوړوي:

$$Na + 4NH_3 \xrightarrow{-40^\circ C} Na[NH_3]_4$$

له ګازي امونیا سره د تودوخې ورکولو پر مهال **تعامل** کوي. د ساري په توګه په دې **تعامل** کې **۳۵۰** س. ګ درجې تودوخه ورکړ شوې او سوډیم امیډ **$NaNH_2$** او هایډروجن یې جوړ کړي دي:

$$2Na + 2NH_3 \xrightarrow{350^\circ C} 2NaNH_2 + H_2$$

له سیمابو سره په **تعامل** کې سوډیم امالګام **Na(Hg)** جوړوي چې د سوچه فلز پر ځای د ډېر نرم بشپړوونکي په توګه کاریږي. که چیرې له پوټاسیم سره ګډ ویلي شي نو اوبلن ګډوله فلز جوړوي.

الکیل هالیډونه (هالوالکانونه) د فلز له پرېمانۍ سره کولای شي چې د سوډیم عضوي مرکبونه ورکړي؛ دا ډېر فعال مرکبونه دي چې زیاتره په هوا کې اور اخلي او له اوبو سره چوي. د فلز د کموالي په صورت کې د ورتز تعامل (**Wurtz reaction**) رامنځته کیږي.

سوډیم په کراون ایترونو (کراون مرکبونو) کې د عضوي حل کوونکیو په شتون کې حلیږي، الکترید یا الکالیډ ورکوي (په وروستي کې سوډیم د اکسایډ جوړولو غیرعادي درجه لري چې منفي یو ۱- ده).

انځور: په اوبلنو غوړیو کې ساتل شوی فلزي سوډیم

کارونه یې

فلزي سوډیم د توکیو جوړوني او سینتېزي کیمیا او په صنعت کې لکه د پیاوړي بشپړوونکي په توګه په پراخ کچ کاریږي چې له هغه شمېر څخه په فلز ویلي کولو کې هم. د عضوي حلوونکیو لکه ایتر د وچولو لپاره کاریږي. سوډیم په تولید کې د ډېرو انرجۍ

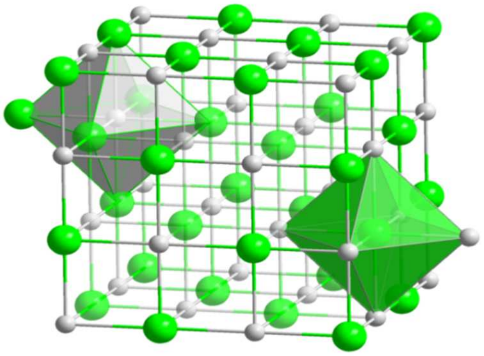
لرونکیو سوډیم - سولفوري بېټریو په جوړولو کې کارېږي. فلزي سوډیم ډېر لږ (کله کله) په برېښنایي مزیو کې کارېږي، هغه مزي چې د ډېر برېښنایي بهیر لپاره جوړېږي.

سوډیم له پوتاسیم، همدا راز له روبیډیم او سیزیم سره په ګډوله فلز کې د لوړ کیفیت لرونکیو تودوخه تېروونکیو په توګه کارېږي. له دې شمېر څخه هغه ګډوله فلزونه چې په ترکیب کې یې ۱۲ سلنه سوډیم، ۴۷ سلنه پوتاسیم، ۴۱ سلنه سیزیم ګډون لري، د ویلي کېدو زښته ډېره ټیټه درجه لري چې د س. ګ په شمېر منفي ۷۸- درجې کېږي او همدغه ګډوله فلز د یوني توغندیو د انجنونو لپاره د کاري توکي او د اټومي انرژیکي دستګاوو د تودوخې تېروونکي په توګه وړاندیز شوی وو.

همدا راز سوډیم د یو شمېر مخېپلګو ګازي برېښنایي لوړ او ټیټ فشار لرونکیو ګروپونو لپاره کارېږي. دا ګروپونه د ښار کوڅو، لارو، واټونو او صنعتي سیمو د روښانولو لپاره ډېر کارېږي. دوی نری ژېړه رڼا کوي. یو ډول نور یې بیا سپینه رڼا کوي. د کار موده یې هم خورا اوږده ده، له ۱۲ زرو څخه تر ۲۴ زرو ساعتو پورې کار ورکولای شي. فلزي سوډیم د عضوي توکیو په باکیفیته تجزیه کې کارېږي.

سوډیم کلوراید **NaCl** (د خواړو مالګه) هغه توکی دی چې له لرغونیو زمانو راهیسې د انسانانو له خوا د خوند او کنسروا کولو لپاره کارېږي.

سوډیم ازید **NaN_3** په فلز ویلي کولو او د سرپو ازید **$Pb(N_3)_2$** په لاس ته راوړلو کې کارېږي.



انځور: د سوډيم کلورايډ يا د خواړو مالګې **NaCl** جوړښت. په اوبو کې د حلېدو پر مهال يې دا جوړښت تجزيه (ټوټې) کيږي

احتياطي لارې چارې (تدابير)

په لابراتوارونو کې د سوډيم لږ کچه ياني نږدې يو کيلوګرام کېداى شي چې په سربندو ښيښه يي مرتبانونو کې په خاورو تېلو کې وساتل شي، په دې ډول چې د خاورو تېل د سوډيم ټول فلز پټ کړي. دا مرتبان بايد په فلزي نه سوځېدونکې الماری (سيف) کې وساتل شي. سوډيم بايد په نوسي يا امبور ته ورته (پخه بياتي) باندې ونيول شي، د جراحی په چاکو (سوډيم نرم دی او په چاکو په اسانی پرې کيږي) په وچ ځای باندې (پر مېز نه، بلکې په ښيښه يي پياله کې) اړين ځای يې پرې کيږي او پاتې برخه يې سملاسي بېرته په ښيښه يي مرتبان کې اچول کيږي، په دې ډول چې په خاورو تېلو کې پټ وي، خو پرې شوې ټوټه يې يا په وچو خاورو تېلو (وچو کېراسينو) کې ساتل کيږي يا هم سملاسي په تعامل کې ګډيږي. مخکې تر دې چې له سوډيم سره پر کار پيل وشي اړينه ده چې د بې خطری لارښوونې او پراکتيک ترسره شي. هغه کسان چې لومړی ځل له سوډيم سره کار پيلوي اړينه ده چې د داسې کسانو تر لارښوونې او کنترول لاندې يې ترسره کړي چې په دې برخه کې تجربه او پوهه لري. زياتره په لابراتواري شرايطو کې د تعامل لپاره دومره کچه سوډيم غوره کيږي چې تر څو لسګونو ګرامو زيات نه وي. په نمايشي، د ښېلګې په توګه په

ښوونځیو او لېسو کې د کیمیا د درس لپاره اړینه ده چې تر یو ګرام زیات سوډیم له ځان سره وا نه خیستل شي . له فلزي سوډیم سره تر کار وروسته په ټولو لوښیو او سوډیم په پاتې شونو الکول اچول کیږي او لاس ته راغلی محلول د تېزابو په کمزوري محلول سره (خنثا) له منځه وړل کیږي . دې ته باید ځانګړی پام وشي، مخکې تر دې چې وغورځول شي، د سوډیم ټول پاتې شوني او غوځې شوې ټوټې باید خنثا شي، ځکه چې سوډیم کولای شي چې کثافات دانی، ته اور ورته کړي او په کانالیزاسیون کې هم د کانالیزاسیون نلونه والوزوي (وچاودوي) . ښه به دا وي چې سوډیم په کور کې ونه ساتل شي او د ده کومې تجربې ونه شي.

له اوبو او نورو ډېرو عضوي مرکبونو سره د فلزي سوډیم تماس او یو ځای کېدل چاودنه کوي او کولای شي چې انسانان په جدي ډول ژوبل کړي، یا یې هم د بدن کوم ځایونه وسوځوي . که چیرې په لوڅو لاسو کې د سوډیم کومه ټوټه ونیول شي نو کېدای شي چې سوډیم اور واخلي (کله کله چوي هم)، د بدن د پوست د لوندوالي او د پوست د سختو سوځېدو لامله سوډیم الکلي جوړوي . د سوډیم سوځېدنه د اکسایډ ایروسول، سوډیم پراکسایډ Na_2O_2 او سوډیم هایډروکسایډ **NaOH** جوړوي چې ورانوونکی او تخریشوونکي اغېز لري.

۱۲ . مګنیزیم

مګنیزیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د درېیمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۱۲ او سېمبول یې **Mg** دی . د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Magnesium**)، په انګریزي کې (**Magnesium**) او په روسیي ژبه کې (**Máгний**) دی . دا یو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اي اېس (**CAS**) شمېره یې (۴-۹۵-۷۴۳۹) ده . مګنیزم یو سپک، د ځټک وهلو وړ او سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی.

انځور: مګنیزیم یو سپک، د ځتک وهلو وړ او سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی

د کشف تاریخچه یې

پر ۱۲۹۵ ز کال د انګلستان په اپسوم ښار کې د اسې مالګه ببله کړای شوه چې تریخ خوند او د قبضیت د رفع کولو اغېز یې درلود . د درملتونونو خاوندانو دا توکی د «ترخې مالګې» په نامه ونوماوه، همدا راز یې د انګلیسی یا «اپسومی مالګې» نوم هم ورکړ . د اپسومیټ مینرال ترکیب دا $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ دی. د دې عنصر لاتیني نوم په کمکی اسیا کې د لرغوني ښار «مګنیسیا، مګنیزیا» څخه اخیستل شوی چې په شاوخوا سیمو کې یې د مګنیزیټ $MgCO_3$ مینرال د پیدا کېدو ځایونه شتون لري.

پر ۱۷۹۲ ز کال «انتون فون روپریهت» یو نوی فلز لاس ته راوړ چې ده پرې د (**Austrium**) نوم کېښود . دا فلز یې له سپینې مګنیزیا (مګنیزیم اکساید **MgO**) څخه د سکرو پر مټ تر لاسه کړ. وروسته مالومه شوه چې (**Austrium**) د مګنیزیم د سوچه والي د بر ټیټ کچ لري، ځکه چې و سپنه د بره ورسره ګډه وه.

مګنیزیم لومړی ځل په خالص ډول انګلیسي کیمیاپوه او فیزیکپوه «همفري ډېوي» (۱۷۷۸- ۱۸۲۹) پر ۱۸۰۸ ز کال له مګنیزیمي امالګام څخه د سیمابو د تقطیرولو له لارې

لاس ته راوړ. مګنیزیمي امالګام یې د مګنیزیم اکسایډ MgO او سیمابو د نیم اوبلن مخلوط د الکترولیز کولو له لارې تر لاسه کړی وو.

په طبیعت کې د مګنیزیم شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د مګنیزیم کلارک په یوه ټن کې ۱۹,۵ کیلوګرامه دی. دا د ځمکې په پاسني کلک قشر کې یو له ډېرو خپرو شویو عنصرونو څخه دی. د مګنیزیم ډېره کچه (اندازه) په سمندري اوبو کې ده. د دې عنصر د پیدا کولو تر ټولو لوی اومه توکي (مینرالونه، مالګې، غرنۍ ګټوله ډبرې او داسې نور) په لاندې ډول دي:

۱. په سمندري اوبو کې د مګنیزیم د شتون کچه (اندازه، مقدار) له ۰,۱۲ څخه تر ۰,۱۳ سلنې ده.

۲. په کارنالیټ مینرال $MgCl_۲ \cdot KCl \cdot ۶H_۲O$ کې ۸,۷ سلنه ده.

۳. په بیسچوفیټ مینرال $MgCl_۲ \cdot ۶H_۲O$ کې ۱۱,۹ سلنه ده.

۴. په کیزیریټ مینرال $MgSO_۴ \cdot H_۲O$ کې ۱۷,۶ سلنه ده.

۵. په اپیسومیټ مینرال $MgSO_۴ \cdot ۷H_۲O$ کې ۱۲,۳ سلنه ده.

۶. په کاینیټ مینرال $KCl \cdot MgSO_۴ \cdot ۳H_۲O$ کې ۹,۸ سلنه ده.

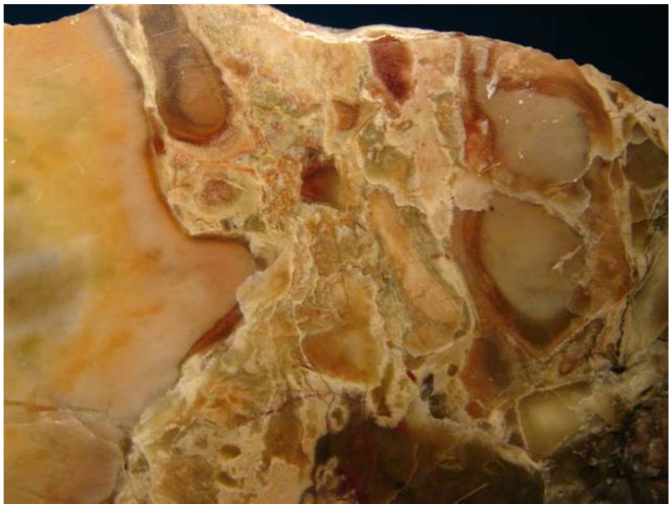
۷. په مګنیزیټ مینرال $MgCO_۳$ کې ۲۸,۷ سلنه ده.

۸. په ډولومیټ مینرال $CaCO_۳.MgCO_۳$ کې ۱۳,۱ سلنه ده.

۹. په بروسیټ مینرال $Mg(OH)۲$ کې ۴۱,۶ سلنه ده.

مگنیزیمي مالگې په ډېره کچه د مالگینو جهیلونو په رسوبونو کې موندل کیږي . د کارنالیټ د هغو مالگو طبیعي زېرمې، چې رسوبي بنسټ لري، کانونه په ډېرو هېوادو کې شتون لري.

مگنیزیټ تر ډېره بریده د تودو، سرو یا ایشېدونکیو اوبو د چینو (هایډروترمال) شرایطو کې جوړیږي او د منځني ترمال هایډروترمالي ځایونو پورې اړه لري . ډولومیټ هم یو ارزښتناک مگنیزیمي اوم توکی (اومتوکی) دی. د ډولومیټ د پیدا کېدا ځایونه په پراخه پیمانه شتون لري او زېرمې یې خورا سترې دي. ډولومیټي زېرمې او کانونه په رسوبي ډول جوړیږي، خو کېدای شي چې تر ځمکې لاندې یا هم د ځمکې له پاسه اوبو کې په اهاکو باندې د هایډروترمالي محلولونو د اغېز په پایله کې جوړ شي.



انځور: په بروسیټ مینرال $Mg(OH)_2$ کې د مگنیزیم کچه ۴۱,۷ سلنه ده

د پیدا کېدو د ځایونو ډولونه یې

د مگنیزیم طبیعي سرچینې دا دي:

۱ . طبیعي مینرالي رسوبونه (مګنیزیمي او پوتاسیمي-مګنیزیمي کاربوناټونه : ډولومیټ، مګنیزیټ).

۲. سمندري اوبه.

۳. د اچارو اوبه(د مالګینو جهیلونو اوبه)

په نړۍ کې د مګنیزیم تر ټولو ډېر لوی تولیدوونکي هېوادونه د امریکا متحد ایالتونه، چې په سلو کې ۴۳ سلنه، همګتې هېوادونه، په سلو کې ۲۲ سلنه، ناروي ، چې په سلو کې ۱۷ سلنه لري، او چین دي.

لاس ته راوړل یې

د فلزي مګنیزیم د لاس ته راوړلو عادي صنعتي مېتود، د بې اوبو مګنیزیم کلورایډ $MgCl_2$ ، بې اوبو سوډیم کلورایډ **NaCl** او بې اوبو پوتاسیم کلورایډ **KCl** د ویلي شویو مخلوطونو الکترولیزول دي. په ویلي شوي مخلوط کې مګنیزیم کلورایډ $MgCl_2$ تر جوړېدو لاندې راځي:

$$MgCl_2 \rightarrow Mg + Cl_2$$

ویلي شوی فلز وخت ناوخته له الکترولیزي لوښي څخه را اخیستل کیږي او ده ته مګنیزیم لرونکي نور اومه توکي وراچول کیږي . لکه څنګه چې په دې ډول لاس ته راوړل شوی مګنیزیم په پرتلیزه توګه ډېر توکي په خپل ترکیب کې لري (نږدې ۰,۱ سلنه) د اړیزې په صورت کې «اوم یا خام» مګنیزیم یو ځل بیا په اضافي ډول چاڼل کیږي . د دې لپاره الکترولیتي سوچه کونه (پاکونه) ترسره کیږي، په خلا کې بیا ویلي کیږي او د (**flux**) توکي وراضافه کیږي. دا توکي هغه مخلوطي توکي لري کوي چې له مګنیزیم سره ګډ وي، یا هم فلز په خلا کې تقطیریږي. د پاک شوي او سوچه شوي مګنیزیم نږه والی **۹۹,۹۹۹** سلنې او تر دې هم لوړې سلنې ته رسیږي.

د مګنیزیم د لاس ته راوړلو بله لار هم طرحه شوې چې هغه تودوخیزه (ترمیکه) لار ده . په دې طریقه کې د مګنیزیم اکسایډ **MgO** جوړولو لپاره د تودوخې په لوړه درجه کې سیلیکون **Si** یا کوک (**Coke**) کارېږي:

$$MgO + C \rightarrow Mg + CO$$

د سیلیکون کارونه دا شونتیا ورکوي، له داسې توکي څخه مګنیزم لاس ته راشي لکه له ډولومیټ **$CaCO_3 \cdot MgCO_3$** څخه، د دې لپاره مخکې له مخکې د مګنیزیم او کلسیم **Ca** بېلولو ته اړتیا نشته. د ډولومیټ په ګډون تعاملونه په لاندې ډول ترسره کېږي:

$$CaCO_3 \cdot MgCO_3 + B \rightarrow CaO + MgO + 2CO_2$$

$$2MgO + CaO + Si \rightarrow CaSiO_3 + 2Mg$$

د تودوخیز (ترمیک) مېتود ښه والی په دې کې دی چې دا شونتیا برابروي چې مګنیزیم ډېر نږه لاس ته راشي. د مګنیزیم د لاس ته راوړلو لپاره نه یوازې مینرالي اومه توکي، بلکې سمندري اوبه هم کارېږي.

ایزوټوپونه یې

مګنیزیم ۲۲ ایزوټوپونه لري چې د کتلو شمېرې یې له ۱۹ څخه پیل او پر ۴۰ پای ته رسیږي. له دې شمېر څخه یې ۳ ایزوټوپونه پایښت لرونکي دي چې هغه **^{24}Mg**، **^{25}Mg**، **^{26}Mg** شمېرې ایزوټوپونه دي. نږدې ۷۹ سلنه مګنیزیم له مګنیزیم-۲۴ ایزوټوپه جوړ دی. له نورو ۱۹ رادیواکتیفي ایزوټوپونو څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د **^{28}Mg** ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۲۰,۹۱۵** ساعته دی. د دې عنصر هغه رادیواکتیفي ایزوټوپونه چې سپک دي او تر ۲۴ شمېرې پایښت لرونکي ایزوټوپه مخکې (په جدول کې پاس) دي، د تجزیې ډول بېتا-مثبت-تجزیه دی چې د تجزیې په پایله کې یې د سوډیم **Na** ایزوټوپونه جوړېږي. هغه رادیواکتیفي ایزوټوپونه یې چې درانه دي او تر ۲۲ شمېرې پایښت لرونکي

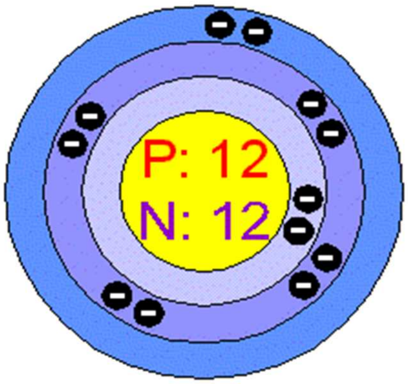
ایزوټوپه وروسته دي، د هغوی د تجزیې ډول بېټا-منفي-تجزیه دی چې د تجزیې په پایله کې یې د الومینیم **Al** ایزوټوپونه جوړیږي.

د مګنیزیم اتوم

د مګنیزیم د اتوم هسته له ۱۲ پروټونونو او ۱۲ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۱۲ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۳ انرژیکي سویې لري، په بله وینا د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۳ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې ۸، او په درېیمه انرژیکي سویه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروټونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۴ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د مګنیزیم اتومي کتله ۲۴،۳۰۴ ؛ ۲۴،۳۰۷ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې $[Ne]\ 3s^2$ فورمول سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې ۱۲۰ پ. م دی.



انځور: د مګنیزیم د اتوم جوړښت

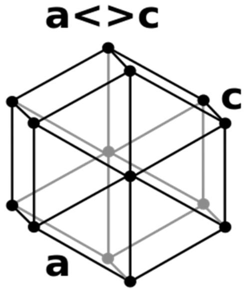
فيزيكي خواص يې

- د مگنيزيم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې ۱,۷۳۸ گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۶۵۰ ده. (د ک په شمېر ۹۲۳ ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۱۰۹۰ ده. (د ک په شمېر ۱۳۶۳ ده) .
- د ويلي کېدو تودوالی يې ۹,۲۰ کيلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی يې ۱۳۱,۸ کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې ۲۴,۹۰ جوله\(کيلوين. موله) دی.
- مولي حجم يې ۱۴,۰ س. م. م\موله دی.

مگنيزيم سپينو زرو ته ورته رنگ لرونکی فلز دی. په عادي شرايطو کې مگنيزيم له پاسه د مگنيزيم اکسايډ MgO په کلک دفاعي قشر پوښلی وي، چې په هوا کې په ۲۰۰ س. گ درجو تودوخې ورکولو سره له منځه ځي. تر دې وروسته فلز سوځي، ډېره تېزه سپينه لمبه کوي او د مگنيزيم اکسايډ او نايټرايډ Mg_3N_2 جوړوي. مگنيزيم چې ډېر سوچه وي نو د کرښېدو تاب لري، ښه کېکښل کيږي (پرېس کيږي)، د کاغذ په څېر لوله کيږي او د پرې کېدو وړتيا لري.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د مگنيزيم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډيز (هيگزاگونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې a=۰,۳۲۰۲۹ نانومتره، c=۰,۵۲۰۰۰ نانومتره دی.
- د ډيباي د تودوخې درجه يې ۳۱۸ کيلوينه ده.



انځور: د مګنیزیم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډیز (هیګزاګونال) سیستم لري

کیمیایي خواص یې

- د مګنیزیم کووالینسي نیم قطر ۱۳۲ پ. م دی.
- د ایون نیمایي قطر یې ۷۲ ($2e^+$) پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۱,۳۱ پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک یې ۲,۳۷- ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجه یې ۲ ده.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۷۳۷,۳ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۷,۲۴) الکترون ولټه ده.

که چیرې مګنیزیم **Mg** ته په هوا O_2 کې تودوخه ورکړ شي نو سوځي چې مګنیزیم اکسایډ **MgO** جوړوي. له نایټروجن N_2 سره لږه کچه (مقدار) مګنیزیم نایټرېډ Mg_3N_2 جوړوي. په دې وخت کې ډېره تودوخه او رڼا لرونکې انرجي ازادیږي:

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$$

$$3Mg + N_2 \rightarrow Mg_3N_2$$

مګنیزیم کولای شي چې ان په کاربون ډای اکسایډ CO_2 کې هم وسوځي:

$$2Mg + CO_2 \rightarrow 2MgO + C$$

سور شوی (تودوخه ورکړ شوی) مګنیزیم له اوبو **H_2O** سره ډېر فعال تعامل کوي، چې په پایله کې د اور اخیستي مګنیزیم اور نه شي کېدای چې په اوبو مړ شي:

$$Mg + H_2O \rightarrow MgO + H_2 + 75\ kcal$$

همدا رنګه دا لاندې تعامل هم شونی دی:

$$Mg + 2H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + H_2 \uparrow +80,52\ kcal$$

الکلي پر مګنیزیم اغېز نه لري، په تېزابونو کې په اسانۍ حلیږي او هایډروجن ازادوي. په دې بېلګه کې یې له هایډروجن کلوراید **HCl** سره تعامل کړی:

$$Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2 \uparrow$$

مګنیزیم له پیاوړیو اکساېډ جوړوونکیو سره تعامل کوي او د تعامل پر مهال چاودنه کوي، لکه له پوډري پوتاسیم پرمنګناټ **$KMnO_4$** سره.

کارونه یې

مګنیزیم له ټیټانیم تیتراکلوراېډ **$TiCl_4$** څخه د فلزي ټیټانیم **Ti** د جوړولو لپاره کار اخیستل کیږي. د سپکو او ډېرو سپکو ګډوله فلزونو په جوړولو کې ترې کار اخیستل کیږي، لکه په الوتکه جوړولو او موټرو په تولید کې. همدا راز د رڼا کوونکیو او اور بلوونکیو فیشینګونو په جوړولو کې ترې هم کار اخیستل کیږي.

د مګنیزیم ګډوله فلزونه: له مګنیزیم سره ګډوله فلز په هوایي او موټریز صنعت کې یو ډېر ارزښتناک جوړوونکی توکی دی، ځکه چې ډېر سپک او کلک دی. د دې فلز د یو

کیلوگرام بیه پر ۲۰۰۲ ز کال ۳ امریکایي ډالره وه. پر ۲۰۱۲ ز کال یې د یو کیلوگرام بیه له ۲,۸ څخه تر ۲,۹ ډالره وه.

د برېښنا کیمیایي سرچینې: مگنیزیم د فلز په بڼه، همدارنگه د کیمیایي مرکب په بڼه (برومایډ، پرکلوراټ) د ډېرو پیاوړیو برېښنایي بېټریو په تولید کې کارېږي، لکه د مگنیزیم - پرکلوراټ بېټرۍ، سولفوریک-مگنیزیمي بېټرۍ، کلوریکي سرپې-مگنیزیمي بېټرۍ، کلوریکي سپینو زرو-مگنیزیمي بېټرۍ، کلوریکي مسي-مگنیزیمي بېټرۍ او داسې نورې. همدا راز په وچو بېټریو کې هم کارېږي. د برېښنا سرچینې چې د مگنیزیم پر بنسټ جوړې شوې وي، ډېرې لوړې انرژیکي ځانگړنې او د چارجېدو ډېر لوړ طاقت لري.

د مگنیزیم مرکبونه: مگنیزیم هایډرېډ MgH_2 د هایډروجن یوه له ډېرو لوی حجم لرونکیو بېټریو څخه ده چې د هغه د ساتلو لپاره کارېږي.

د اور په وړاندې لوړ طاقت لرونکي توکي: د مگنیزیم اکسایډ MgO په فلزویلي کولو بټیو کې د داسې لوښیو په جوړولو کې کارېږي، چې په هغوی کې ویلې شوي فلزونه اچوي .

مگنیزیم پرکلوراټ $Mg(ClO_4)_2$ په لابراتوارونو کې د گازونو د ژورې وچونې لپاره کارېږي او د برېښنا د کیمیایي سرچینو لپاره د الکترولیت په توگه کارېږي، البته د مگنیزیم په گډون سره. مگنیزیم فلوراید MgF_2 د سینتېټیکي مونوبلورونو په توگه په اوپټیکي (عدسیو، منشورونو) کې کارېږي.

مگنیزیم برومیډ $MgBr_2$ د برېښنایي بهیر د کیمیایي زېرمو لپاره د الکترولیت په توگه کارېږي.

په پوځي چارو کې: مګنیزیم په پوځي تخنیک کې د رڼایي او سیګنالي فیشینګونو په جوړولو کې کاریږي، ځکه چې دا فلز د سوځېدو پر مهال تکه سپینه رڼا کوي، همدا راز د وسلې د رسام کارتوسو، توپونو د ګولیو، او اور اچوونکیو بمونو په جوړولو کې کاریږي. له اړوندو مخلوطونو سره په ترکیب کې د رڼا کوونکیو او شور کوونکیو مهماتو په چارج کې یو بنسټیز توکی ګڼل کیږي.

په طب کې: مګنیزیم یو ډېر ارزښتناک حیاتي توکی دی چې د بدن په ټولو ووبونو کې شتون لري او د ژوندینکو (حجرو) د نورمال کار او فعالیت لپاره اړین بلل کیږي. د میټابولیزم په ډېری تعاملونو کې برخه اخلي، د عصبي ایمپولسونو په لېږدېدنه او د غړیو په انقباض کې برخه اخلي، د خوږ (دردونو) په بنه کېدو، د وینې په نه لخته کېدو (خټه کېدو) او د رګونو په نه بندېدو کې مرسته کوي. د مګنیزیم اکسایډونه او مالګې په دودیز ډول د طب په کارډیولوجۍ، نیورولوجۍ، ګاسترواینترولوجۍ (اسپارکام، مګنیزیم سولفاټ $MgSO_4$، مګنیزیم سیټراټ $C_6H_6O_7Mg$) کې کاریږي. د مګنیزیم تر ټولو ډېره په زړه پورې طبیعي سرچینه د بیسچوفیټ $MgCl_2 . 6H_2O$ مینرال دی. د بیسچوفیټوتراپي د ګڼ شمېر ناروغیو، په لومړي ګام کې د ملا تیر (شمزۍ)، د هډوکیو د بندونو ناروغیو، د ژوبل شویو ځایونو، عصبي، د زړه او رګونو د سېستم د ناروغیو درملنه کې کاریږي.

په عکاسۍ کې: مګنیزیمي پوډر له اکسایډ جوړوونکیو زیاتونو (باریم نایټراټ $Ba(NO_3)_2$، پوتاسیم پرمنګنات $KMnO_4$، سوډیم هایپوکلورایټ $NaOCl$، پوتاسیم کلوراټ $KClO_3$ او داسې نور) په عکاسۍ کې، په کیمیایي فلشونو (مګنیزیمي فلشونو) کې کارېدل او اوس هم کله کله کاریږي.

په بېټریو کې: مګنیزیمي-سولفوري بېټرۍ له ډېرو ښو او راتلونکې لرونکیو بېټریو څخه دي، د حجم د تیورۍ له پلوه تر ایوني-لیتیمي بېټریو هم ښې دي، خو اوسمهال دا ټکنالوجي د ځینو تخنیکي ناټاکلتیاوو لامله د لابراتواري څېړنو په پړاو کې ده.

۱۳. الومینیم

الومینیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د دریمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۱۳ او سېمبول یې **Al** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Aluminium**)، په انګریزي کې (**Aluminium**) او په روسي ژبه کې (**Алюми́ний**)دی. الومینیم د سپکو فلزونو په ګروپ پورې اړه لري. د ځمکې په پاسني کلک قشر کې تر اکسیجن او سیلیکون وروسته د ډېروالی له پلوه دریم کیمیایي عنصر دی.

دا یو ساده توکی دی چې د ثبت سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (**۷۴۲۹-۹۰-۵**) ده. الومینیم یو سپک، پارامقناطیسي، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی چې په اسانۍ یې بڼه بدلېدای شي، تویېنت (ریخته ګري) کېږي، او میخانیکي بدلون موندلای شي. دا فلز د تودوخې او برېښنا تېرولو ډېره وړتیا لري، د زنګ وهلو په وړاندې ډېر مقاومت لري، ځکه چې ډېر زر داسې کلک اکسایډي قشرونه جوړوي چې پاسنۍ سطحه یې له نور اغېز څخه ساتي.

انځور: الومینیم یو نرم ، سپک، د کړېدو تاب لرونکی او سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی

تاریخچه یې

الومینیم لومړی ځل پر ۱۸۲۵ ز کال ډنمارکي فیزیکپوه «هانس کریستیان اورسټیډ» (۱۷۷۷- ۱۸۵۱) په الومینیم کلوراید $AlCl_3$ باندې د پوتاسیم املگام ورزیاتولو او اغېز کولو او بیا د سیمابو په تقطیرولو سره لاس ته راوړ. د دې عنصر نوم د لاتیني ژبې له (alumen) څخه جوړ شوی چې د «خورې» (زاج) مانا لري او د دوه گونې مالگې مانا ورکوي.

په طبیعت کې د الومینیم شتون

الومینیم د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د ډېروالي له پلوه د فلزونو له شمېر څخه لومړی او د عنصرونو په شمېر کې درېیم ځای لري، یانې دا چې یوازې اکسیجن او سیلیکون ترې زیات دي. د بېلابېلو څېړنو له مخې د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د الومینیم د کتلې له اندازه له ۷,۴۵ څخه تر ۸,۱۴ سلنه ده.

طبیعي مرکبونه یې

الومینیم د ډېر کیمیاوي فعالیت لامله په طبیعت کې نږدې یوازې د مرکبونو په ډول موندل کېږي. د الومینیم ځینې طبیعي مینرالونه دا دي:

- بوکسیټ $Al_2O_3 \cdot H_2O$، چې سیلیکون ډای اکساید SiO_2 ، د وسپنې (III) اکساید Fe_2O_3 ، او کلسیم کاربونټ $CaCO_3$ هم ورسره گډ وي.
- نیفیلین $KNa_3[AlSiO_4]_4$.
- الونیټ $(Na,K)_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 4Al(OH)_3$.
- الومینیم اکساید Al_2O_3 ، چې کاولین، سیلیکون ډای اکساید SiO_2 ، کلسیم کاربونټ $CaCO_3$ ، مگنیزیټ $MgCO_3$ هم ورسره گډوي.

- کورونډوم Al_2O_3 ، چې شین یا نیلي یاقوت، یاقوت (سور یاقوت)، باټ (ایمیري) هم ورسره ګډ وي.
- فیلډسپار $(K,Na)_2O\cdot Al_2O_3\cdot 6SiO_2$, $Ca[Al_2Si_2O_8]$.
- کاولینیټ $Al_2O_3\cdot 2SiO_2\cdot 2H_2O$.
- بیریل $3BeO\cdot Al_2O_3\cdot 6SiO_2$ ، چې زمرد او اکوامارین هم ورسره ګډ وي.
- کریزوبیریل (الېکساندریټ) $BeAl_2O_4$.

خو بیا هم په ځینو ځانګړیو جوړوونکیو شرایطو کې (لکه اورشیندي غرونه) د نړه الومینیم ډېره لږه کچه موندل شوې ده.

په طبیعي اوبو کې الومینیم د لږو زهري کیمیایي مرکبونو په بڼه شتون لري، لکه الومینیم فلورایډ AlF_3. د کتیون یا انیون ډول یې په لومړي ګام کې د اوبو د چاپیریال په تېزابي والي پورې اړه لري. د سمندري اوبو په یوه لیتر کې د الومینیم کچه ۰,۰۱ میلي ګرامه ده.

لاس ته راوړل یې

الومینیم له اکسیجن سره ټینګ کیمیایي اړیکی جوړوي. د نورو فلزونو په پرتله له کاني ډبرې څخه د الومینیم رااېستل ډېر ستونزمن کار دی، ځکه چې د ده ډېری کاني ډبرې (لکه بوکسیټونه) د تعامل لوړه وړتیا او ویلي کېدو د تودوخې لوړه درجه لري. د کاربون پر مټ یې سیده چاڼ نه شي کېدای ځکه چې د کاربون په پرتله د الومینیم جوړوونکې وړتیا ډېره ده. د الومینیم سیده جوړونه شونې ده، خو داسې چې منځواټنیز توکی الومینیم کاربیډ Al_4C_3 ، یانې له کاربون سره د الومینیم مرکب لاس ته راځي چې د تودوخې په ۱۹۰۰-۲۰۰۰ س. ګ درجو کې تجزیه کېږي او بیا الومینیم جوړوي. د الومینیم د لاس ته راوړلو دا طریقه اوسمهال تر کار او بشپړېدو لاندې ده او د «هول اېرو» تر بهیر ډېره ګټوره ښکاري، ځکه چې د لږې انرجۍ لګښت غواړي او لږ کاربون ډای اکسایډ CO_2 جوړوي.

د الومینیم د لاس ته راوړلو اوسنی مېتود یانې د «هال ابرو» بهیر (پروسه) پر ۱۸۸۶ ز کال د امریکایي انجینیر-کیمیاپوه «چارلز مارټین هال» (۱۸۶۳-۱۹۱۴) او د پرانسي انجینیر-کیمیاپوه «پول لویس هیرولټ ابرو» (۱۸۶۳-۱۹۱۴) له خوا طرحه شوې وه . دا بهیر داسې دی چې الومینیم اکسایډ Al_2O_3 په ویلي شوي کریولیټ Na_3AlF_6 مینرال کې حلیږي، البته د کوکي یا ګرافیتي الکترودونو په کارولو سره . د الومینیم د لاس ته راوړلو دا مېتود د برېښنایي انرجۍ لوی لګښت غواړي، ځکه خو یوازې په ۲۰ ز پېړۍ کې ورته اړتیا وه.

د ۱۰۰۰ کیلوګرامو تورو الومینیمو د تولید لپاره ۱۹۲۰ کیلوګرامه الومینیم اکسایډ Al_2O_3 ، ۲۵ کیلوګرامه کریولیټ مینرال، ۳۵ کیلوګرامه الومینیم فلوراید AlF_3 ، ۶۰۰ کیلوګرامه انودي کتله او ۱۷۰۰۰ کیلوواټ ساعته برېښنا په کار ده.

په لابراتوار کې د الومینیم د لاس ته راوړلو طریقه الماني کیمیاپوه «فریدریش ویوهلر» (۱۸۰۰ - ۱۸۸۲) پر ۱۸۲۷ ز کال وړاندیز کړه . دا طریقه له الومینیم کلوراید $AlCl_3$ سره د فلزي پوتاسیم K د یو ځای کولو او د الومینیم پر جلاکولو بنسټ لري، تعامل ته یې تودوخه ورکول کیږي او داسې ترسره کیږي چې هوا نه ورپرې ښودل کیږي:

$$AlCl_3 + 3K \rightarrow 3KCl + Al$$

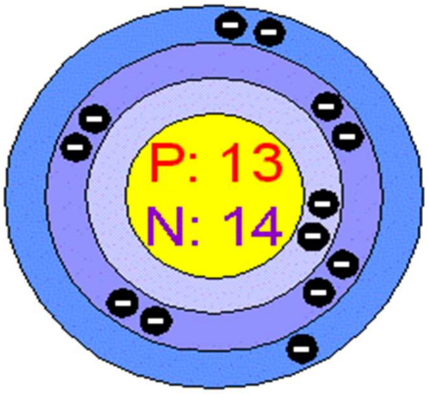
د الومینیم اتوم

د الومینیم د اتوم هسته له ۱۳ پروتونونو او ۱۴ نیوترونونو جوړه ده . د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۱۳ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي . د دې عنصر اتوم ۳ انرژیکي سویې لري، په بله وینا د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۳ ده . د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲ ، په دویمه کې یې کې ۸، او په درېیمه انرژیکي

سويه کې يې ۳ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۲۷ دی.

د اتوم نور خواص يې

- د الومينيم اتومي کتله **۲۶,۹۸۱۵۳۸۶** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې **[Ne] ۳s۲ ۳p۱** فورمول سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې **۱۴۳** پ. م دی.



انځور: د الومينيم د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

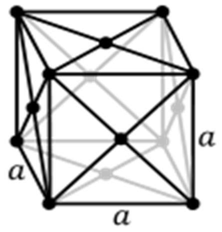
- د الومينيم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م.م کې **۲,۶۹۸۹** گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س.گ په شمېر ۶۶۰ ده. (د ک په شمېر **۹۳۳** ده).
- د ابشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۸۲ , ۲۵۱۸** ده. (د ک په شمېر **۲۷۹۲** ده).
- د ويلي کېدو تودوالی يې **۱۰,۷۵** کيلو جوله\موله دی.

- د براس تودولی یې ۲۸۴،۱ کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې ۲۴،۳۵ جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې ۱۰،۰ س. م. م\موله دی.

الومینیم نږدې له ټولو فلزونو سره ګډوله فلزونه جوړوي. تر ټولو ډېر نامتو ګډوله فلزونه یې له مسو او مګنیزیم (چې دورالومین نومیږي) ، او سیلیکون (چې سیلومین نومیږي) سره دي.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د الومینیم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې ۴،۰۵۰ انګسترومه دی.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې ۳۹۴ کیلوینه ده.



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

کیمیایي خواص یې

- د الومینیم کووالینسي نیم قطر ۱۲۱ ± ۴ پ. م دی.
- د وان ډیر والس نیمایي قطر (van der Waals radius) یې ۱۸۴ پ. م دی.
- د ایون نیمايي قطر یې ۵۱ (e ۳+) پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۱،۲۱ پاولینګه دی.

- الکترودي څواک یې ۱,۶۶- ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجه یې ۳ ده.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې **۵۷۷,۵** کیلوجوله\موله ده . په بل شمېر (**۵,۹۸۴**) الکترون ولټه ده.

الومینیم په عادي شرایطو کې په نري کلک اکسایډي قشر پوښل شوی وي او ځکه خو له داسې کلاسیکو اکسایډ جوړوونکیو لکه اوبو H_2O ، اکسیجن O_2 او نایټریک اسیډ HNO_3 سره پرته له تودوخې ورکولو تعامل نه کوي. د همدې له برکته الومینیم زنګ نه وهي او په اوسني صنعت کې په پراخه پیمانه کارېږي. خو د اکسایډي قشر د خرابېدو یا له منځه تګ په حالت کې (د بېلګې په توګه د امونیم NH_4^+ له مالګو سره، له سرو شویو (تودوخه ورکړ شویو) الکلیو سره په تماس کې او د امالګام کولو په پایله کې) الومینیم یو فعال جوړوونکی فلز وي.

الومینیم له داسې ساده توکیو سره په اسانۍ تعامل کوي لکه:

له اکسیجن O_2 سره تعامل کوي او الومینیم اکسایډ Al_2O_3 جوړوي:

$$4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$$

له هالوجینونو (پرته له فلورینه) سره تعامل کوي او د الومینیم کلورایډ، برومایډ یا الومینیم ایوډیډ AlI_3 جوړوي:

$$2Al + 3Hal_2 \rightarrow 2AlHal_3 (Hal = Cl, Br, I)$$

له نورو نافلزونو سره د تودوخې ورکولو پر مهال تعامل کوي:

له فلورینو F_2 سره د تعامل په پایله کې الومینیم فلوراید AlF_3 جوړوي چې د تعامل معادله یې دا ده:

$$2Al + 3F_2 \rightarrow 2AlF_3$$

له سولفور **S** سره د **تعامل** په پایله کې الومینیم سولفیډ **Al_2S_3** جوړوي چې د **تعامل** معادله يې دا ده:

$$2Al + 3S \rightarrow Al_2S_3$$

له نایټروجن **N_2** سره د **تعامل** په پایله کې الومینیم نایټرید **AlN** جوړوي چې د **تعامل** معادله په لاندې ډول ده:

$$2Al + N_2 \rightarrow 2AlN$$

له کاربون **C** سره د **تعامل** په پایله کې الومینیم کاربید **Al_4C_3** جوړوي چې د **تعامل** معادله يې په لاندې ډول ده:

$$4Al + 3C \rightarrow Al_4C_3$$

د الومینیم سولفیډ **Al_2S_3** او الومینیم کاربیډ **Al_4C_3** بشپړ هایډرولیز کیږي:

$$Al_2S_3 + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3 + 3H_2S$$

$$Al_4C_3 + 12H_2O \rightarrow 4Al(OH)_3 + 3CH_4$$

له پېچلیو توکیو سره يې **تعاملونه**:

له اوبو **H_2O** سره (د دفاعي اکسایډي قشر تر لرې کېدو وروسته، د بېلګې په توګه په امالګام کېدو یا هم د سرو شویو الکلیو په مرسته يې د دفاعي قشر تر لرې کېدو وروسته) **تعامل** کوي:

$$2Al + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3 + 3H_2$$

له الکلیو سره د تعامل په پایله کې تیترا هایډروکسو الومینات او نور الومیناتونه جوړوي . د ساري په توگه په دې لاندې لومړۍ بېلگه کې یې له سوډیم هایډروکسایډ NaOH سره په تعامل کې سوډیم تیترا هایډروکسو الومینات $Na[Al(OH)_4]$ جوړ کړی دی. په دویمه بېلگه کې یې له سوډیم هایډروکسایډ NaOH سره په تعامل کې سوډیم الومینات Na_3AlO_3 جوړ کړی:

$$2Al + 2NaOH + 6H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2$$

$$2Al + 6NaOH \rightarrow 2Na_3AlO_3 + 3H_2$$

الومینیم د مالگې په تېزابو (هایډروکلوریک اسیډ HCl) او نري شوي سولفوریک اسیډ H_2SO_4 کې په اسانۍ حلیږي:

$$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$$

$$2Al + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2$$

که تودوخه ورکړل شي نو په اکسایډ جوړوونکیو تېزابونو کې حلیږي او د الومینیم حلېدونکې مالگې جوړوي . لکه په دې لاندې بېلگو کې چې یې له سولفوریک اسیډ H_2SO_4 او نایټریک اسیډ HNO_3 سره په تعاملونو کې جوړې کړې دي:

$$8Al + 15H_2SO_4 \rightarrow 4Al_2(SO_4)_3 + 3H_2S + 12H_2O$$

$$Al + 6HNO_3 \rightarrow Al(NO_3)_3 + 3NO_2 + 3H_2O$$

فلزونه د دوی له اکسایډونو څخه رابېلوي (دا مېتود الومینوترمي نومیږي) . په دې لاندې بېلگو کې یې له وسپنې اکسایډ Fe_3O_4 او کرومیم (III) اکسایډ Cr_2O_3 سره تعاملونه ښودل شوي:

$$8Al + 3Fe_3O_4 \rightarrow 4Al_2O_3 + 9Fe$$

$$2Al + Cr_2O_3 \rightarrow Al_2O_3 + 2Cr$$

ایزوټوپونه یې

د الومینیم ټول ۲۲ ایزوټوپونه او ۴ ایزومیرونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۲۱ څخه پیل او پر ۴۲ پای ته رسیږي. طبیعي الومینیم نږدې په بشپړه توګه له یوه یوازیني پایښت لرونکي ایزوټوپه ^{27}Al جوړ دی چې طبیعي ډېروالی یې ۹۹,۹ سلنه دی. د ^{26}Al ایزوټوپ د شتون نښې پکې ښېخي لږ دي. دا ایزوټوپ تر ټولو د ډېر اوږد عمر لرونکی رادیواکتیفي ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۷۲۰ زره (اووه لکه شل زره) کاله دی. دا ایزوټوپ په اتموسفیر کې د لوړې انرژۍ لرونکیو کیهاني وړانګو د پروتونونو پر مټ د ارګون د ^{40}Ar ایزوټوپ د هستو د تجزیې پر مهال جوړیږي. د دې عنصر تر ۲۷ شمېرې مخکې رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې ډول بېټا-مثبت-تجزیه دی، چې د تجزیې په پایله کې یې د مګنیزیم، نیون او سوډیم ایزوټوپونه جوړیږي. تر ۲۷ شمېرې پایښت لرونکي ایزوټوپه وروسته رادیاکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې ډول بېټا-منفي-تجزیه دی چې د تجزیې په پایله کې یې د سیلیکون Si ایزوټوپونه جوړیږي.

کارونه یې

الومینیم د جوړښتي توکي په توګه په پراخه پیمانه کاریږي. په دې برخه کې د الومینیم ښه والی د ده سپکوالی، د ټاپې وهلو وړتیا، د زنګو په وړاندې مقاومت، (په هوا کې الومینیم سملاسي د الومینیم اکسایډ Al_2O_3 په قشر پوښل کیږي، چې د ده د نور اکسایډ جوړولو مخنیوی کوي)، د تودوخې تېرولو ډېره وړتیا، او د ده د مرکبونو بې زهري توب دی. د الومینیم دې خواصو دی دومره ډېر نامتو کړی چې ان د پخلنځي د لوښیو په جوړولو کې هم ترې کار اخیستل کیږي. همدا راز د خوراکتوکیو په صنعت کې الومینیمي نرۍ پاڼې د نغښتلو او پټولو لپاره ډېرې کاریږي. دریو لومړیو صفاتو

الومینیم په هوایي او کیهاني صنعت کې له ده څخه بنسټیز توکی جوړ کړی دی. په دې وروستیو کلونو کې د نورو کمپوزیتي (مرکبي) توکیو ورو ورو زیاتوالی پرې لاسبرې کیږي، په لومړي گام کې کاربوني ووب توکی.

د جوړښتي توکي په توگه د الومینیم بنسټیزه نیمگړتیا د ده ناکلکوالی دی، یانې دومره کلک نه دی، ځکه خو یې د کلکوالي لپاره دی زیاتره له لږ کچې مسو یا مگنیزیمو سره گډ ویلي کیږي، دا گډوله فلز دورالومین نومیږي.

د الومینیم د برېښنا تېرولو وړتیا تر مسو یوازې ۱,۷ گرایه کمه ده؛ الومینیم نږدې ۴ گرایه ارزان دی، دا ځکه چې کثافت یې ۳,۳ گرایه کم دی. د ده د برابر مقاومت لپاره اړینه ده چې وزن یې دوه گرایه کم وي. ځکه خو دی په الکتروتخنیک کې د مزیو په جوړولو کې په پراخه توگه کارېږي. د دې فلز یوه بله نیمگړتیا دا ده چې د ده له پاسه د دفاعي اکسایډي قشر لامله دی په ستونزو سره لېم کیږي.

د الومینیم پر بنسټ گډوله فلزونه: له الومینیم څخه د بېلابېلو وسایلو د جوړولو لپاره زیاتره له سوچه الومینیم څخه کار نه اخیستل کیږی، بلکې د ده له گډوله فلز څخه کار اخیستل کیږي.

الومینیمي - مگنیزیمي گډوله فلزونه **Al-Mg** . د دې گډوله فلز کلکوالی قناعت بښونکی دی، د تاوېدو او کږېدو ښه وړتیا او تاب لري، ډېر ښه ولډینگ کیږي او د زنگ په وړاندې هم مقاومت لري.

په گډوله فلز کې د مگنیزیم زیاتوالی د ده کلکوالی زیاتوي. د مگنیزیم هره سلنه گډوله فلز ۳۰ میگا پاسکاله کلکوي، او د بهېدو برید یې ۲۰ میگا پاسکاله زیاتوي.

هغه گډوله فلزونه چې د مگنیزیم کچه پکې د کتلې له پلوه تر ۳ سلنو پورې وي، د کوټې د هوا د تودوخې د درجې او له هغې نه د تودوخې په لوړو درجو کې له جوړښتي پلوه پایښت

لرونکي دي، ان په ډېر ساړه حالت کې هم. که چیرې په ګډوله فلز کې د مګنیزیم سلنه تر ۲ زیاته شي، نو د زنګ په وړاندې د ګډوله فلز مقاومت کموي.

د الومینیم او مګنیزیم ګډوله فلز **Al-Mg** د سېستم د کلکوالي د ښه کولو لپاره ده ته کرومیم **Cr** ، منګانیز **Mn**، ټیټانیم **Ti**، سیلیکون **Si** یا واناډیم **V** وراضافه کیږي. هڅه کیږي چې د دغه سېستم په ګډوله فلزونو کې مس او وسپنه وراضافه نه شي، ځکه چې هغوی د ګډوله فلز د زنګ نه وهلو او د ګډېدلو د کلکوالي وړتیا کموي.

د الومینیمي- منګانیزي **Al-Mn** سېستم ګډوله فلز ښه کلکوالی لري، د کږېدو تاب لري، د زنګ نه وهلو لوړه وړتیا، او په خپل منځ کې د ګډېدو ښه وړتیا لري.

د الومینیمي-منګانیزي **Al-Mn** ګډوله فلز د سېستم بنسټیز فلزونه وسپنه **Fe** او سیلیکون **Si** دي. دا دواړه فلزونه په الومینیم کې د منګانیز حلېدنه کموي. د دې سېستم د ګډوله فلزونو د واړه دانه يي جوړښت د لاس ته راوړلو لپاره ټیټانیم **Ti** ورسره ګډوي.

الومینیمي-مسي **Al-Cu (Al-Cu-Mg)** ګډوله فلزونه. د دې سېستم د ګډوله فلزونو میکانیکي خواص د تودوخې په وړاندې د لوړ مقاومت حالت کې څرګندېږي. دا ګډوله فلزونه ډېر ټکنالوجیکي دي، خو دوی یوه نیمګړتیا هم لري او هغه د زنګو په وړاندې ټیټ مقاومت دی چې دا اړیزه رامخته کوي چې دفاعي قشرونه ورته وکارول شي. له دوی سره منګانیز **Mn** ، سیلیکون **Si** ، وسپنه **Fe** ، او مګنیزیم **Mg** د ګډولو لپاره په پام کې نیول شوي دي.

له الومینیم سره د ګډوله فلزونو بل سېستم د **Al-Zn-Mg (Al-Zn-Mg-Cu)** فلزونو سېستم دی. د دغو فلزونو ګډوله فلزونه د دوی د ډېر کلکوالي او د ښه تکنالوجیک والي (جوړښت) لامله ډېر ارزښت لري. د دوی دومره لوړ کلکوالی د تودوخې په لوړو درجو کې د جستو **Zn** (۷۰ سلنه) او مګنیزیم **Mg** (۱۷,۴ سلنه) ښه حلېدل دي. خو د دغو فلزونو لویه

نیمګړتیا دا ده چې دوی د زنګو په وړاندې ډېر لږ مقاومت لري. د زنګ پر وړاندې د دغو ګډوله فلزونو د مقامت د زیاتولو لپاره ښه دا ده چې مس ورااضافه شي.

اړینه ده پر ۷۰ کلونو کشف شوې قاعده هم دلته یاده شي، هغه دا چې په ګډوله فلزونو کې د لیتیم **Li** شتون طبیعي زړښت ورو کوي او مصنوعي زړښت چټکوي. د دغه کشف په پایله کې د ګډوله فلزونو نوي سېستمونه جوړ شول چې هغه الومینیم-مګنیزیم-لیتیم **Al-Mg-Li**، الومینیم-مس- لیتیم **Al-Cu-Li** او الومینیم-مګنیزیم-مس-لیتیم **Al-Mg-Cu-Li** ول.

الومینیمي-سیلیکوني ګډوله فلزونه (سیلومینونه) تویښت (ریخته ګری) ته ښه جوړیږي. له دغو ګډوله فلزونو څخه ډېری مهال د بېلابېلو میخانیزمونو باډی جوړیږي.

د الومینیم پر بنسټ کومپلکسي ګډوله فلزونه د «اویال» په نامه یادیږي.

الومینیم نورو ګډوله فلزونو ته د اضافونې په توګه: الومینیم د ډېرو ګډوله فلزونو مهم ترکیبي توکی دی. د ساري په توګه په الومینیمي ژېړو کې بنسټیز ترکیبونه مس او الومینیم دي. په مګنیزیمي ګډوله فلزونو کې د زیاتونې په توګه ډېری مهال الومینیم کاریږي.

الومینیم په زرګرۍ کې: کله چې الومینیم ډېر قیمته وو، نو له ده څخه به یې بېلابېلې ګاڼې جوړولې. د ساري په توګه د پرانسې واکمن درېیم ناپلیون (۱۸۰۸-۱۸۷۳) د ځان لپاره له الومینیمو د جوړو شویو تنیو فرمایش ورکړی وو. نامتو روسي کیمیا پوه «مندلیف» ته پر ۱۸۸۹ ز کال داسې تله د ډالۍ په توګه ورکړ شوه چې پلې یې له سرو زرو او الومینیمو جوړې وې. کله چې د الومینیمو د لاس ته راوړلو نوې ټکنالوجۍ راپیدا شوې، نو له دې فلز څخه د زرګرۍ جوړ شوي سامان موډ هم سملاسي له منځه ولاړ او همدغو ټکنالوجیو د الومینیم سربیه هم سملاسي ټیټه کړه. اوس دا فلز کله کله د ارزانې ګاڼې په جوړولو کې کاریږي.

په جاپان د ښکلا د دودیز سامان او ګاڼې په تولید کې د سپینو زرو پر ځای له الومینیمو کار اخیستل کیږي.

الومینیم په خوړنځي سامان کې: د پرانسې د واکمن درېیم ناپلیون په امر له الومینیمو کاچوغې او پنجې جوړې شوې چې د ده او له مېلمنو سره د ده په ګډو شاندارو غرمنیو کې به ورکول کېدې او کار به يې ترې اخیست. په دې وخت کې به نورو مېلمنو له هغو کاچوغو او پنجو کار اخیست چې له سرو او سپینو زرو جوړې شوې وې.

وروسته په خوړنځیو کې الومینیمي کاچوغو او پنجو ډېره پراختیا موندده او ډېرې دود شوې، خو په اوسني وخت، له دې سره سره چې ډېر څانګپوهان دا څرګندوي چې الومینیم د انسان بدن ته زیان لري، هم کېدای شي چې په ځینو ټولنیزو خوړنځایونو کې ولیدل شي. سربېره پر دې د خوراک لپاره الومینیمي سامان د وخت په تېرېدو سره رنګ بدلوي او د ده د نرموالي له امله يې لومړنۍ بڼه بدلیږي.

په ښیښه جوړونه کې: په ښیښه جوړونه کې الومینیم فلورایډ، الومینیم فاسفاټ، او الومینیم اکسایډ کاریږي.

په خوراکي صنعت کې: الومینیم په خوراکي صنعت کې د خوراکي (غذایي) زیاتونې په توګه ثبت شوی دی.

په توغندیز تخنیک کې: الومینیم او د ده مرکبونه د توغندیز د لوړ کیفیت لرونکي دوه ترکیبي سونتوکي په توګه او د توغندیو په جامدو سونتوکیو کې د یوې ترکیبي برخې په توګه کاریږي. د الومینیمو دا لاندې مرکبونه د توغندیو د سونتوکیو په توګه ډېر کاریږي:

- پوډري الومینیم د توغندیو په جامدو سونتوکیو کې. همدا راز د پوډر او سوسپینسیون په بڼه په هایډروکاربونونو کې کاریږي.
- الومینیم هایډرید AlH_3 .

- الومينيم بوراناټ.
- ترای میتیل الومینیم $Al(CH_3)_3$.
- ترای اتیل الومینیم $Al(C_2H_5)_3$.
- ترای پروپیل الومینیم $C_9H_{21}Al$.

۱۴. سیلیکون

سیلیکون د کیمیایي عنصرونو د دوره يي جدول د دریېمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره يې ۱۴ او سېمبول يې Si دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (Silicium)، په انګریزي کې (Silicon) او په روسي ژبه کې (Кре́мний) دی. دا یو ساده توکی دی چې د ثبت سي اې اېس (CAS) شمېره يې (۳-۲۱-۷۴۴۰)ده.

انځور: سیلیکون قهوې ته ورته رنګ لرونکی پوډر دی، خو بلوري بڼه يې توربخون خړ رنګ لري او ځلا کوي

تاریخچه یې

د سیلیکون عنصر په سوچه ډول لومړی ځل پر ۱۸۱۱ ز کال د پرانسي کیمیاپوهانو «جوزیف لویي ګېلوساک» (۱۷۷۸-۱۸۵۰) او «لویس ژاکوس تېنارډ» (۱۷۷۷-۱۸۵۷) له خوا بېل کړای شوی وو.

د نامه ریښه یې: پر ۱۸۲۵ ز کال سویډني کیمیاپوه «یونس یاکوب برسیلیوس» (۱۷۷۹-۱۸۴۸) پر سیلیکون تیترافلوراېډ SiF_4 د فلزي پوتاسیم اغېز کولو په پایله کې سوچه سیلیکون تر لاسه کړ. نوي عنصر ته د «سیلیس» چې د لاتیني ژبې له (**silex**) څخه اخیستل شوې او یو ډول مینرالي جوړښت دی، نوم ورکړ شو. دا نوم د لرغونې یوناني ژبې له (**κρημνός**) څخه اخیستل شوی چې د «پاڼ، غر» مانا لري.

په طبیعت کې شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د سیلیکون کچه د بېلابېلو مالوماتو له مخې، د کتلې له پلوه له ۲۷,۲ څخه تر ۲۹,۵ سلنې ده. په دې ډول سیلیکون د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د کچې (اندازې) له پلوه تر اکسیجن وروسته دویم ځای لري. د سمندري اوبو په یوه لیتر کې یې کچه ۳ میلي ګرامه ده.

سیلیکون ډېری مهال د سیلیکون ډای اکساېډ SiO_2 په بڼه موندل کیږي. دا د سیلیکون یو مرکب دی چې د ځمکې په پاسني کلک قشر کې یې کچه ۱۲ سلنه ده. هغه بنسټیز مینرالونه او غرنۍ ډبرې، چې له سیلیکون ډای اکساېډه جوړې وي، د شګې بڼه لري، کوارتز او کوراتزیتونه، فلینټ او فیلډسپاټونه دي. د سیلیکون د هغو مرکبونو ګروپ چې په طبیعت کې د ډېروالي له پلوه دویم ځای لري، هغه سیلیکاټونه او الومینوسیلیکاټونه دي. په طبیعت کې د نږه سیلیکون د پیدا کېدو پېښې ډېرې لږ دي.

لاس ته راوړل يې

نږه سيليکون کېدای شي چې له مګنيزيم Mg سره د سيليکون ډای اکسايډ SiO_2 د سپينې پوډري بڼې د يوځای کولو، تودوخې ورکولو او سور کولو له لارې لاس ته را شي:

$$SiO_2 + 2Mg \rightarrow 2MgO + Si$$

د دې په پايله کې د امورفي سيليکون قهوه يي رنګه پوډر جوړېږي.

سيليکون په صنعت کې په تخنيکي سوچه والي سره په دې ډول لاس ته راځي چې ويلي شوي سيليکون ډای اکسايډ SiO_2 ته کوک (**Coke**) ورګډېږي او د کاني ډبرو په ويلي کونکيو بټيو کې ۱۸۰۰ س. ګ درجې تودوخه ورکول کيږي. د په دې ډول لاس ته راغلي سيليکون سوچه والی ۹۹,۹ سلنې ته رسيږي. (له سيليکون سره ګډ توکي کاربون او فلزونه وي).

د سيليکون تر دې لا ډېر سوچه کول هم شوني دي.

- په لابراتواري شرايطو کې د سيليکون پاکونه کېدای شي چې د مګنيزيم سيليسايډ Mg_2Si د مقدماتي تر لاسه کولو له لارې ترسره شي. تر دې وروسته د مالګې تېزابو يا سرکې تېزابو (اسيټيک اسيډ $C_2H_4O_2$) په مرسته له مګنيزيم سيليسايډ څخه ګازي مونوسيلان SiH_4 لاس ته راځي. مونوسيلان بيا د (**Rectification**)، جذب او نورو مېتودونو پر مټ سوچه کيږي او تر دې وروسته د تودوخې په ۱۰۰۰ س. ګ درجو شاوخوا کې په سيليکون او هايډروجن سره تجزيه کيږي.
- په صنعتي پيمانې د سيليکون سوچه کول په سيده ډول د سيليکون د کلورينولو (کلورين ورکولو) له لارې ترسره کيږي. د دې عمليې په پايله کې د سيليکون تيتراکلورايډ $SiCl_4$ او ترای کلوروسيلان $SiCl_3H$ مرکبونه جوړيږي. دا

کلورایډونه له نورو توکیو څخه په بېلابېلو لارو چارو پاکیږي او سوچه کیږي (لکه تقطیر او **Disproportionation**) او په وروستي پړاو کې د س.گ له ۹۰۰ څخه تر ۱۱۰۰ درجو تودوخه کې د سوچه هایډروجن په واسطه چاڼل کیږي.

- د سیلیکون د سوچه کولو لپاره لا ارزانه او اغېزمنه صنعتي ټکنالوجي جوړیږي. له دا ډول سوچه کولو څخه پر ۲۰۱۰ ز کال یوه هم د سیلیکون سوچه کولو لپاره د کلورینو پر ځای د فلورینو د سوچه کولو ټکنالوجۍ کارول دي. د ا ټکنالوجي د سیلیکون مونواکسایډ **SiO** تقطیروي. دا ټکنالوجي نور هغه توکي، چې د بلورنو (کریستالونو) د پولو ترمنځ ځای پر ځای وي، له منځه وړي.

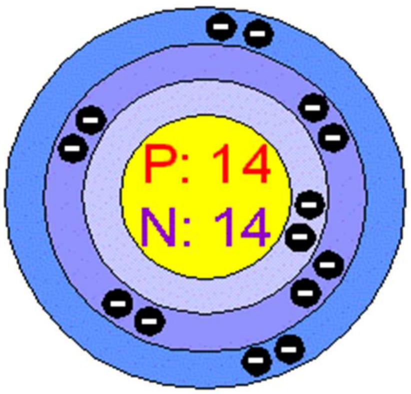
د سیلیکون د سوچه کولو لاره د روسي کیمیاپوه «نیکولای نیکولاېویچ بېکېتوف» (۱۸۲۷-۱۹۱۱) له خوا طرحه شوې وه.

د سیلیکون اتوم

د سیلیکون د اتوم هسته له ۱۴ پروتونونو او ۱۴ نیوترونونو جوړه ده. د هستې په شاوخوا کې یې ۱۴ الکترونونه شتون لري چې د هغې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۳ انرژیکي سويې لري، په بله وینا د سیلیکون د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۳ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، او په دریمه 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) ۲۸ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د سیلیکون اتومي کتله ۲۸,۰۸۴ ؛ ۲۸,۰۸۶ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې **[Ne] ۳s² ۳p²** فورمول سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې ۱۳۲ پ. م دی.



انځور: د سيليکون د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

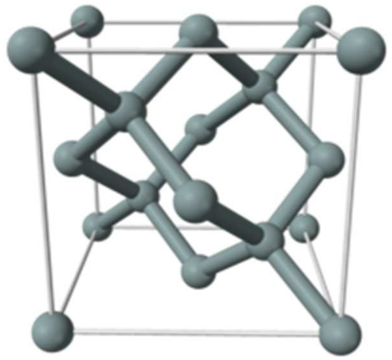
- د سيليکون کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې **۲,۳۳** گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۱۴۱۴, ۸۵** ده. (د ک په شمېر **۱۲۸۸** ده).
- د ایشېدود تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۸۵ , ۲۳۴۹** ده. (د ک په شمېر **۲۲۲۳** ده).
- د ويلي کېدو تودوالی يې **۵۰,۲** کيلوجوله\موله دی.
- د براس تودوالی يې **۳۸۳** کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې **۲۰,۱۲** جوله\(کيلوين. موله) دی.
- مولي حجم يې **۱۲,۱** س. م. م\موله دی.

د سيليکون بلوري جالۍ مکعبي محوري سېستم لري، لکه د الماسو هغه، چې پارامتر يې **a = ۰,۵۴۳۰۷** نانومتره دی. په لوړو فشارونو کې د سيليکون نور ځو بڼه توبونه (پولي مورفونه) هم تر لاسه شوي، خو د **Si—Si** د اتومونو ترمنځ د لوی واټن اړيکو لامله، البته د **C—C** د اړيکو د اوږدوالي په پرتله، د سيليکون کلکوالی ډېر لږ دی. دا يو ماتېدونکی

نازک غوندې عنصر دی، یو ازې له ۸۰۰ س. گ درجو څخه لوړې تودوخې ورکولو پر مهال په یو کرېدونکي او کشېدونکي توکي بدلیږي.

د لوري جالۍ جوړښت يې:

- د سیلیکون د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي الماسي سېستم لري.
- د جالۍ پرامترونه يې **۵,۴۳۰۷** انگسترومه دی.
- د ډیبیای د تودوخې درجه يې **۲۴۵** ± **۵** کیلوینه ده.



انځور: د سیلیکون د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي الماسي سېستم لري

کیمیایي خواص يې

- د سیلیکون کووالینسي نیم قطر ۱۱۱ پ. م دی.
- د ایون نیم قطر يې ۴۲ (+۴ e) ۲۷۱ (e ۴-) پ. م دی.
- الکتروني منفیت يې ۱,۹۰ پاولینگه دی.
- الکترودي ځواک يې صفر ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې يې ۴+، ۲+، ۰، ۴- دي.

- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۷۸۶,۰ کیلوجوله\موله ده . په بل شمېر (**۸,۱۵**) الکترون ولټه ده.

د کاربون د اتومونو په څېر د سیلیکون د اتومونو د sp^3 اوربیتالونه هم له یو بل سره یو ځای (هایبریډایزېشن) کیږي. د همدغې یو ځای کېدنې یا (هایبریډایزېشن) په تړاو سوچه بلوري سیلیکون الماس ته ورته داسې جالۍ جوړوي چې سیلیکون پکې څلور ظرفیتي دی. د سیلیکون په مرکبونو کې هم په همدې ډول زیاتره خپل ځان د څلور ظرفیتي عنصر په توګه ښیي، چې د اکسایډ جوړولو درجه یې مثبت څلور ۴ + یا منفي څلور ۴- وي. د سیلیکون دوه ظرفیتي مرکبونه هم شتون لري، لکه سیلیکون مونواکسایډ **SiO**، یا (سیلیکون (**II**) اکسایډ **SiO**).

دا عنصر په عادي شرایطو کې له کیمیایي پلوه لږ فعال دی او یوازې له ګازي فلورین سره فعال تعامل کوي، چې په پایله کې یې سیلیکون تیترافلوراید SiF_4 جوړوي. د سیلیکون دا «نافعالتوب» د سیلیکون ډای اکسایډ SiO_2 له پاسه د نانو اندازې قشر د غیر فعال والي لامله دی چې د اکسیجن په شتون کې سملاسي هوا یا اوبه جوړوي(د اوبو براسونه).

سیلیکون ته د س . ګ په شمېر تر ۴۰۰- ۵۰۰ درجو لوړې تودوخې ورکولو پر مهال له اکسیجن O_2 سره تعامل کوي او سیلیکون ډای اکسایډ SiO_2 جوړوي. د تعامل له بهیر سره هممهال د ډای اکسایډ له پاسه قشر پربړ کیږي او د اکسایډ جوړولو بهیر د اتومي اکسیجن د انتشار او خپرېدا پر مټ د ډای اکسایډ تر قشر ورننوزي.

دې عنصر ته تر ۴۰۰- ۵۰۰ س. ګ درجو تودوخې ورکولو پر مهال له کلورینو Cl_2، برومینو Br_2، او ایوډینو I_2 سره تعامل کوي او اړوند په اسانۍ الوتونکي تیتراهالیډونه $SiHal_4$ جوړوي او ښایي د ډېر پیچلي ترکیب لرونکي هالیډونه جوړ کړي.

سیلیکون له هایډروجن H_2 سره په مخامخ ډول تعامل نه کوي، له هایډروجن سره د سیلیکون مرکبونه پیاوړي دي چې ټولیز کیمیایي فورمول یې Si_nH_{2n+2} دی او په ناسیده

ډول لاس ته راځي. د فلزونو د سیلیسایډونو او د تېزابونو د محلولونو په تعامل کې مونوسیلان SiH_4 (ډېر مهال یوازې د سیلان په نامه یادېږي) ازادېږي، لکه په دې لاندې بېلګه کې چې د ډای کلسیم سیلیسایډ Ca_2Si او د مالګې تېزابو **HCl** د تعامل په پایله کې ازاد شوی:

$$Ca_2Si + 4HCl \rightarrow 2CaCl_2 + SiH_4 \uparrow$$

په پاسني تعامل کې له جوړ شوي سیلان SiH_4 سره نور سیلانونه هم ګډ وي، چې د دوی له شمېر څخه ډای سیلان Si_2H_6 ، او ترای سیلان Si_3H_8 هم دي. په دوی کې د سیلیکون د اتومونو ځنځیر شتون لري چې په خپل منځ کې یوګوني اړیکي لري (—Si—Si—Si—) .

له نایټروجن N_2 او بورون **B** سره سیلیکون په ۱۰۰۰ س. ګ درجو تودوخه کې تعامل کوي او سیلیکون نایټرېډ Si_3N_4 او له تودوخیز او کیمیایي پلوه پایښت لرونکي سیلیکون بورایډ SiB_3 ، سیلیکون هیکزابورایډ SiB_6 ، او SiB_{12} بورایډ جوړوي.

تر ۱۰۰۰س. ګ لوړو درجو تودوخه کې کېدای شي چې د سیلیکون او په دوره یي جدول کې ده ته تر ټولو ډېر نږدې او ورته عنصر کاربون مرکب سیلیکون کاربېډ **SiC** جوړ شي، چې ډېر کلک، خو کیمیایي فعالیت یې لږ دی. سیلیکون کاربېډ د توږونکي توکي په توګه په پراخه پیمانه کارېږي. د دې په څنګ کې په زړه پورې خبره دا ده چې ویلې شوی سیلیکون کولای شي چې اوږده موده د ګرافیټ د لویو ټوټو په بڼه له کاربون سره تماس ولري، هغه نه حلوي او له ګرافیټ سره تعامل نه کوي.

په دوره یي جدول کې تر ۴ ګروپ لاندې ځای پر ځای عنصرونه جرمانیم **Ge** ، قلع **Sn** ، او سرپ **Pb** د نورو ډېری فلزونو په څېر په بې بریده اندازه په سیلیکون کې حلېږي. سیلیکون ته له فلزونو سره یو ځای د تودوخې په ورکولو سره کېدای شي چې سیلیسایډونه جوړ کړي. سیلیسایډونه کېدای شي چې په دوو ګروپونو ووېشل شي. لومړی ګروپ یې ایوني-کووالینسي، د الکلیو سیلیسایډونه، د الکلیو-خاورینو فلزونو

سیلیسایډونه او داسې لکه مګنیزیم سیلیسایډ Mg_2Si ، ډای کلسیم سیلیسایډ Ca_2Si داسې نور. دویم ګروپ فلز وزمه دي، لکه د انتقالي فلزونو سیلیسایډونه. د فعالو فلزونو سیلیسایډونه د تېزابونو تر اغېز لاندې تجزیه کیږي، د انتقالي فلزونو سیلیسایډونه کیمیایي پایښت لري او د تېزابونو تر اغېز لاندې نه تجزیه کیږي. فلز ته ورته (فلز وزمه) سیلیسایډونه د ویلي کېدو لوړې درجې لري (تر ۲۰۰۰ س. ګ درجو تودوخې پورې). تر ټولو ډېر ډېرى مهال فلز وزمه سیلیسایډونه جوړیږي، چې ترکیب یې دا دی لکه $MeSi$, Me_3Si_2, Me_2Si_3, Me_5Si_3 и $MeSi_2$. فلز وزمه سیلیسایډونه غیر فعال دي، د اکسیجن د اغېز په وړاندې ان د تودوخې په لوړو درجو کې هم پایښت لرونکي دي.

اړینه ده وویل شي چې سیلیکون له وسپنې سره د یوټیکټیک مخلوط (**Eutectic mixture**) جوړوي، او دا شونتیا برابروي چې دا توکي د فیروسیلیکون سیرامیک د جوړېدو لپاره ویلي شي، البته د وسپنې او سیلیکون د ویلي کېدو د تودوخو په ټیټو درجو کې.

د تودوخې په ۱۲۰۰ س. ګ درجو کې د سیلیکون په واسطه د سیلیکون ډای اکسایډ SiO_2 د جوړولو پر مهال سیلیکون مونواکسایډ SiO جوړیږي. دا بهیر په پرله پسې ډول د «چوخرالسکي مېتودونو» باندې د سیلیکون د بلورونو د تولید پر مهال لیدل کیږي، ځکه چې په هغوی کې د سیلیکون ډای اکسایډ SiO_2 کانتینرونه کاریږي چې د سیلیکون توکي تر ټولو لږ ناولی کوي.

سیلیکون، سیلیکون لرونکي عضوي مرکبونه جوړوي چې د سیلیکون اتومونه د اکسیجن د جوړونکیو اتومونو په مرسته د اوږدو ځنځیرونو په څېر پکې یوځای شوي دي —O— ، او د اکسیجن پر دوو اتومونو سربېره د سیلیکون له هر اتوم سره دوه عضوي راډیکالونه هم یو ځای شوي لکه R_1 и $R_2 = CH_3, C_2H_5, C_6H_5, CH_2CH_2CF_3$ او داسې نور.

د سیلیکون د حل کولو لپاره د هایډروفلوریک اسیډ HF او نایتریک اسیډ HNO_3 له مخلوط څخه کار اخیستل کیږي . په ځینو ځانګړیو حل کوونکیو کې کرومیم ترای اکسایډ CrO_3 او نور توکي اضافه کیږي.

د حلېدو پر مهال تېزابي حل کوونکی محلول ډېر ژر د تودوخې د اېشېدو تر درجې پورې رسیږي او د حلېدو چټکتیا ډېر ګرایه (ډېر چنده) زیاتیږي:

۱. $Si + 2HNO_3 = SiO_2 + NO + NO_2 + H_2O$

۲. $SiO_2 + 4HF = SiF_4 + 2H_2O$

۳. $3SiF_4 + 3H_2O = 2H_2SiF_6 + \downarrow H_2SiO_3$

د سیلیکون د حلولو لپاره کېدای شي چې د الکلیو د اوبو محلولونه وکاریږي. د الکلیو په محلولونو کې د سیلیکون حلېدنه داسې پیلیږي، چې د محلول د تودوخې درجه د س. ګ په شمېر تر ۶۰ درجو زیاته وي.

۱. $Si + 2KOH + H_2O = K_2SiO_3 + 2H_2\uparrow$

۲. $K_2SiO_3 + 2H_2O \leftrightarrow H_2SiO_3 + 2KOH$

ایزوټوپونه یې

د سیلیکون عنصر ۲۴ ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۲۲ څخه پیل او پر ۴۵ پای ته رسیږي. له دې شمېر څخه یې ۳ ایزوټوپونه پایښت لرونکي دي چې هغه د ^{28}Si ، ^{29}Si او ^{30}Si ایزوټوپونه دي. تر ټولو ډېر خپور شوی یې د ^{28}Si ایزوټوپ دی چې طبیعي ډېروالی یې ۹۲,۲۳ سلنه دی . د ^{29}Si ایزوټوپ ډېروالی یې ۴,۶۷ او د ^{30}Si ایزوټوپ ډېروالی یې ۳,۱ سلنه دی. له نورو ۲۱ رادیواکتیفي ایزوټوپونو څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمرلرونکی د ^{32}Si ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې تخمینن ۱۵۰ کاله ټاکل شوی دی. تر

۳۲ شمېرې وروسته بل هغه ایزوټوپ چې د اوږده عمر له پلوه دویم ځای لری هغه د ^{31}Si ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۵۷٫۳ دقیقې دی. د نورو ټولو ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر ۷ ثانیو پورې دی.

کارونه یې

تخنیکي سیلیکون په لاندینیو ځانگو کې کارېږي:

- د فلز ویلي کولو تولید لپاره د اومه توکي په توگه. د ژېړو، او سیلومین گډوله فلزونو ته د یوې برخې په توگه وراضافه کېږي. د چوون او پولادو د ویلي کولو پر مهال هغوی ته وراضافه کېږي.
- د ډېر سوچه پولي کریستالین سیلیکون او میتالورجی سیلیکون د تولید د اومه توکي په توگه (په کتابونو کې د «umg-Si» په نښه ښودل شوی) کارېږي.
- د سیلیکون لرونکیو عضوي توکیو د تولید لپاره د اومه توکي په توگه، سیلانونه.
- کله کله تخنیکي سوچه سیلیکون او له وسپنې سره د ده گډوله فلز (فیروسیلیکون) په ډگري شرایطو کې د هایډروجن د تولید لپاره کارېږي.
- د لمریزو بېټریو د تولید لپاره کارېږي.

ډېر نږه (خالص) سیلیکون د ځینو الکتروني سامان الاتو په تولید کې کارېږي . نږه سیلیکون، د نږه سیلیکون پاتې شوني، پاک شوی میتالورجیکي سیلیکون د بلوري سیلیکون په ډول د لمریزې انرژۍ لپاره بنسټیز اوم توکی دی.

مونوکریستالي سیلیکون پر الکتروني سامان الاتو او لمریزې انرژۍ سربېره د گازي لایزرونو د هېندارو په جوړونه کې کارېږي.

له سیلیکون سره د فلزونو مرکبونه یانې سیلیسایډونه په صنعت کې د ګټورو کیمیایي برېښنایي او اټومي خواصو لرونکیو توکیو په توګه په پراخه پیمانه کارېږي (د اکسایډ جوړولو او نیوترونونو په وړاندې پاینېت لري) . د یو شمېر عنصرونو سیلیسایډونه یې مهم ترموبرېښنایي توکي دي.

د سیلیکون مرکبونه د ښیښو او سیمټو د تولید د بنسټ په توګه خدمت کوي. سیلیکاټي صنعت د ښیښې او سیمټو د تولید پر چارو بوخت وي. دا صنعت همدا راز سیلیکاټي سیرامیک، خښتې، چیني باب، (**Faience**) او له هغه څخه جوړ شوي شیان هم تولیدوي

۱۵. فاسفورس

فاسفورس د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د درېیمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې **۱۵** او سېمبول یې **P** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Phosphorus**)، په انګرېزي کې (**Phosphorus**) او په روسي ژبه کې (**Фóсфор**) دی. دا نومونه د لرغونې یوناني ژبې له (**phōsphoros**) څخه اخیستل شوې چې د «رڼا کوونکي» مانا ښندي. دا د ځمکې په پاسني کلک قشر کې یو له ډېرو خپرو شویو عنصرونو څخه دی چې د کتلې له پلوه یې له ۰,۰۸ څخه تر ۰,۰۹ سلنه جوړه کړې ده. د سمندر او سمندرګیو په اوبو کې یې اندازه په یوه لیتر کې ۰,۰۷ میلي ګرامه ده. لکه څنګه چې فاسفورس ډېر فعال کیمیایي عنصر دی نو له دې لامله په نږه ډول نه موندل کیږي. دا عنصر نږدې ۱۹۰ مینرالونه جوړوي چې تر ټولو ډېر ارزښتناک یې اپاټیټ $Ca_5(PO_4)_3(F,Cl,OH)$ ، فاسفوریټ او ځینې نور مینرالونه دي. فاسفورس د زرغونو بوټیو په ټولو برخو کې شتون لري، خو په تخمونو او مېوو کې یې لا ډېر دی. د ژویو په ووبونو کې شتون لري، د پروټینونو او نورو ډېرو مهمو عضوي مرکبونو (اډینوزین ترای فاسفاټ $C_{10}H_{12}N_5O_{13}P_3$، ډیوکسي ریبونوکلیک اسیډ (**DNA**)) په ترکیب کې ګډون لري، د ژوند یو عنصر بلل کیږي.

انځور: سپین، سور، ژېړ او تور فاسفورس

تاریخچه یې

فاسفورس لومړی ځل د جرمني د هامبورگ د یو کیمیاګر «هینیګ براند» (۱۶۳۰-۱۷۱۰) له خوا پر ۱۶۶۹ ز کال کشف شوی دی. «براند» د نورو کیمیاګرانو په څېر هڅه کوله چې فلسفي ډبره (د جادو ډبره) ولټوي او پیدا یې کړي، خو یو ړنا کوونکی توکی لاس ته ورغی. «براند» پر انساني بولو (میتیازو) باندې تجربو کولو ته ډېر پام وکړ او پرې بوخت شو، ځکه ده فکر کاوه لکه څنګه چې میتیازې سرو زرو ته ورته رنګ لري نو د دوی په ترکیب کې به سره زر وي او یا کېدای شي کوم نور داسې څه پکې وي چې ترې تر لاسه شي. په لومړي سر کې د ده مېتود داسې وو چې میتیازې یې د څو ورځو په بهیر کې ارامې پرې ښودې، د دې لپاره چې بد بوی یې ورک شي. تر دې وروسته یې دومره وایشولې چې یو ټینګ سرېښنو ته ورته توکی ترې جوړ شو. ده دې توکي ته نوره تودوخه هم ورکړه تر دې چې کوبۍ (حبابونه) پکې راپیدا شوې. کیمیاګر دا هیله درلوده چې د توکي د لا ټینګېدو په پایله کې به سره زر راښکاره شي. تر څو ساعتو ډېرو چټکو ایشولو وروسته له دې توکي څخه سپینو مومو ته ورته توکي ذرې جوړې شوې، چې په ډېرې روښانه لمبې سره سوځېدې او په تیاره کې یې ړنا کوله. «براند» دا توکی د (**phosphorus mirabilis**)

په نامه ونوماوه چې په لاتیني ژبه کې د «معجزه يي رڼا کوونکي» په مانا ده. د براند له خوا د فاسفورس دا کشف له کلاسیک (لرغوني) پېر څخه راهیسې د نوي عنصر لومړنی کشف وو.

لږه موده وروسته الماني کیمیاگر «یوهان کونکیل» (۱۷۰۲-۱۶۳۰) هم فاسفورس لاس ته راوړ.

پر «براند» او «کونکیل» سربېره فاسفورس انگلیسي کیمیاپوه او فیزیکپوه «روبرټ بویل» (۱۶۲۷ - ۱۶۹۱) هم تر لاسه کړ او د ده په اړه یې په خپله لیکنه «له انساني میتیازو څخه د فاسفورس لاس ته راوړل» کې بیان وکړ. پر نوموړې لیکنه د ۱۶۸۰ ز کال د اکتوبر ۱۴ نېټه لیکل شوې او پر ۱۶۹۳ ز کال چاپ شوې وه.

د فاسفورس د لاس ته راوړلو بشپړ شوی مېتود پر ۱۷۴۳ ز کال الماني کیمیاپوه، د برلین د پوهنو اکاډمۍ غړي «اندریاس سیگیسموند مارگرف» (۱۷۰۹-۱۷۸۲) چاپ کړ.

داسې مالومات هم شته چې دا عنصر پر ۱۲ ز پېړۍ عربي کیمیاگرو هم لاس ته راوړی وو. دا چې فاسفورس یو ساده توکی دی، دا موضوع پرانسي کیمیاپوه «لاوېزیر» ثبوت کړه.

د نامه ریښه یې

«هینیگ براند» پر ۱۶۶۹ ز کال د سپینې شگې او تېنگو (یانې اوبه ترې ایستل شویو) میتیازو مخلوط ته د تودوخې ورکولو او براس کولو په پایله کې په تیاره کې رڼاکوونکی توکی لاس ته راوړ چې په لومړي سر کې د «ساړه اور» په نامه ونومول شو. د فاسفورس دویم ټاکل شوی نوم «فاسفورس» د یوناني ژبې له (**phōsphoros**) څخه اخیستل شوی چې د «رڼا کوم» یا «رڼا کوونکی» مانا ورکوي. په لرغونیو یوناني اسطورو کې د «فاسفورس» نوم یا «ایوسفور» (په لرغونې یوناني ژبه کې له (**Φωσφόρος**) څخه اخیستل شوی، د سبا ستوري (زهرې) د پهره دارانو نوم وو.

لاس ته راوړل یې

فاسفورس نږدې په ۱۲۰۰ س. ګ درجو تودوخه کې د ډېرو سکرو له کوک (**Coke**) او سیلیکون ډای اکسایډ **SiO_2** سره د اپاټیټ **$Ca_5(PO_4)_3(F,Cl,OH)$** او فاسفوریټ مینرالونو د تعامل په پایله کې لاس ته راځي چې معادله یې دا ده:

$$2Ca_3(PO_4)_2 + 10C + 6SiO_2 \rightarrow P_4 + 10CO + 6CaSiO_3$$

جوړېدونکي بړاسونه د اوبو تر قشر لاندې د راټولېدو په ځای کې له ګاز حالت څخه په اوبلن حالت بدلیږي او د سپین پوډر په بڼه د فاسفورس یو بل ډول ترې جوړیږي. د عادي فاسفورس د لاس ته راوړلو لپاره د فاسفوریټ پر ځای کېدای شي چې د فاسفورس غیرعضوي او نور مرکبونه د سکرو پر مټ سوچه کړای شي، د ساري په توګه له دې شمېر څخه میتافاسفوریک اسیډ **HPO_3** هم:

$$4HPO_3 + 10C \rightarrow P_4 + 2H_2O + 10CO$$

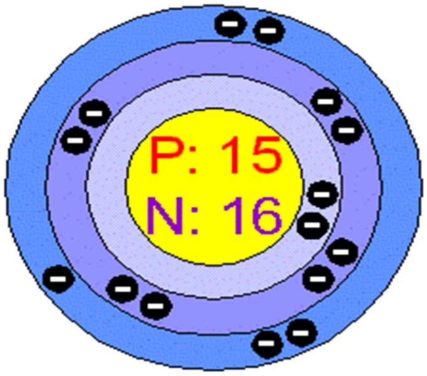
د فاسفورس اتوم

د فاسفورس د اتوم هسته له **۱۵** پروتونونو او **۱۲** نیوترونونو جوړه ده. د هستې په شاوخوا کې یې **۱۵** الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم **۳** انرژیکي سویې لري، په بله وینا د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره **۳** ده. په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې **۲**، په دویمه کې یې **۸**، او په درېیمه 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) **۳۱** دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د فاسفورس اتومي کتله **۳۰،۹۷۳۷۶۲** اتومي واحده ده.

- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Ne]\ 3s^2\ 3p^3$ سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۲۸ پ. م دی.



انځور: د فاسفورس د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

- د فاسفورس کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م. کې (د سپين فاسفورس) **۱,۸۲** گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۴۴,۱۵** ده. (د ک په شمېر **۳۱۷,۳** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۲۷۹,۸۵** ده. (د ک په شمېر **۵۵۳** ده).
- د ويلي کېدو تودوالی يې **۲,۵۱** کيلوجوله\موله دی.
- د براس تودوالی يې **۴۹,۸** کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې **۲۱,۲** جوله\(کيلوين. موله) دی.
- مولي حجم يې **۱۷,۰** س. م. م\موله دی.

فاسفورس په عادي شرايطو کې د څو پایښت لرونکیو الوتروپي ډولونو په توګه شتون لري. د فاسفورس ټول شوني الوتروپي ډولونه تر اوسه (د ۲۰۱۴ ز کال) تر پایه نه دي څېړل شوي. په دوديز ډول د ده ۴ ډولونه شتون لري چې هغه سپين، سور، تور او فلزي فاسفورس دي. کله کله د فاسفورس دا ډولونه د مهمو الوتروپي ډولونو په نامه يادېږي، چې موخه يې دا ده چې نور ټول ډولونه يې د دغو څلورو ډولونو مخلوط دی. په عادي شرايطو کې يې يوازې درې ډولونه پايښت لرونکي دي. د ساري په توګه سپين فاسفورس له ترموډيناميکي (تودوخيز او انرژۍ) پلوه بې پايښته دی او د مهال په تېرېدو سره په سره فاسفورس بدلېږي. د ډېرو لوړو فشارونو په شرايطو کې د دې عنصر فلزي بڼه له ترموډيناميکي پلوه پايښت لرونکې ده. د فاسفورس ټول ډولونه د رنګ، کثافت، نورو کيميايي او فيزيکي خواصو، په تېره بيا د کيميايي فعاليت له پلوه يو تر بل توپيرېدای شي. که چيرې دا توکی ډېر ترموډيناميکي پايښت لرونکي ډول ته تېر شي نو کيميايي فعاليت يې کمېږي. د ساري په توګه په پرله پسې ډول د سپين فاسفورس په سره، تور يا فلزي فاسفورس باندې بدلېدنې په حالت کې.

سپين فاسفورس: سپين فاسفورس يو سپين توکی دی، له دې لامله چې ځينې نور توکي ورسره ګډ دي رنګ يې لږ زېړېخون دی. د ظاهري بڼې له پلوه مومو يا پارافينو ته ورته دی، په چاکو په اسانۍ پرې کېږي او د لږ ځواک په کارولو سره يې بڼه بدلون مومي.

سپين فاسفورس د جوړښت ماليکولي بلوري جالۍ لري، د سپين فاسفورس ماليکولي فورمول P_4 دی، اتومونه يې د څلور مخيز (وجهي) (**Tetrahedron**) په پاسنيو برخو کې ځای پر ځای دي. په غير فعال چاپيريال کې يې بڼه د ډکو يا خښتو ته ورته ده. د هوا په نه شتون کې، د پاکو شويو اوبو تر قشر لاندې په ځانګړيو نافعالو چاپيريالونو کې ساتل کېږي.

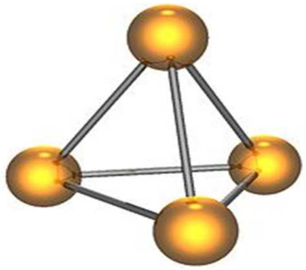
په اوبو کې بڼه نه حليږي، خو په عضوي حل کوونکيو کې په اسانۍ حلېږي. په کاربون ډای سولفيډ CS_2 کې د سپين فاسفورس حلېدنه له ده سره د نورو ګډو شويو توکيو څخه د

صنعتي پاکونې لپاره کاريږي. د سپين فاسفورس کثافت د ده د ټولو ډولونو تر کثافته لږ دی او په يو مترمکعب کې نږدې **۱۸۲۳** کيلوگرامه دی. سپين فاسفورس د س. گ په **۴۴,۱** درجو تودوخه کې ويلي کيږي. د بړاس په حالت کې د فاسفورس ماليکولونه سره بېليږي (انفکاک کوي).

سپين فاسفورس له کيمياوي پلوه زښت ډېر فعال دی. د ساري په توگه دی ان د کوټې د هوا د تودوخې په درجه کې د هوا له اکسيجن سره ورو ورو اکسايډ جوړوي او نرۍ زرغونه رڼا کوي . د اکسايډ جوړولو کيمياوي تعاملونو په پايله کې دا ډول رڼا د (**Chemiluminescence**) په نامه ياديږي. (کله کله په تېروتنې سره د فاسفورسينس (**Phosphorescence**) په نامه هم ياديږي).

سپين فاسفورس نه يوازې چې له کيمياوي پلوه فعال دی، بلکې ډېر زهري هم دی؛ هډوکي، د هډوکيو ماغزه ژوبلوي او د ژامو د نيکروسيز (**Necrosis**) ناروغي راپيدا کوي. د سپين فاسفورس د انسان (د لوی انسان) د وزنې ډوز له **۰,۰۵** څخه تر ۰,۱ گرامه دی.

د رڼا تر اغېز لاندې په بې هوا چاپيريال کې تر لږ درجو تودوخې ورکولو پر مهال، همدا راز د ايوني شوې وړانگې (**Ionising radiation**) تر اغېز لاندې سپين فاسفورس په سره فاسفورس بدليږي.



انځور: د سپين فاسفورس P_4 ماليکول

زېړ فاسفورس: ناپاک سپين فاسفورس زياتره د «زېړ فاسفورس» په نامه يادېږي. دا يو ډېر تېز زهري، اور اخيستونکی بلوري توکی دی چې له نري زېړ څخه تر توربخون قهوه يي پورې رنګ لري. ځانګړی وزن يې په يوه س. م. م کې ۱,۸۳ ګرامه دی، د تودوخې په ۳۴+ س. ګ درجو کې ويلي کيږي، د تودوخې په ۲۸۰+ س. ګ درجو کې ايشي. په اوبو کې نه حليږي، له هوا سره په اسانۍ اکسايډ جوړوي او پخپله اور اخلي. د سوځېدو پر مهال په ډېرې تېزۍ، رندوونکې روښانه- زرغونې لمبې سره سوځي چې ټينګ سپين لوګی کوي او دا لوګی په اصل کې د ديکا اکسايډ تيترا فاسفورس P_4O_{10} وړې ذرې دي.

لکه څنګه چې فاسفورس له اوبو سره د س. ګ له ۵۰۰ څخه لوړو درجو تودوخه کې تعامل کوي، نو د اور اخيستي فاسفورس د اور وژلو لپاره ډېرې اوبه (دا د دې لپاره چې د اور اخيستنې مرکز له منځه يووړل شي او فاسفورس جامد حالت خپل کړي) يا هم د مسو د سولفاټ محلول پکاريږي. تر اور وژنې وروسته پر فاسفورس لنده شګه اچول کيږي. د دې لپاره چې د پخپل سر اور اخيستنې مخنيوی يې وشي، د زېړ فاسفورس ساتنه او لېږدونه د اوبو (د کلسيم کلورايډ $CaCl_2$ محلول) قشر لاندې کيږي.

سور فاسفورس: سور فاسفورس د ده يو ډېر ترموډيناميکي پايښت لرونکی ډول دی. دا فاسفورس لومړی ځل پر ۱۸۴۷ ز کال د سويډني کيمياپوه «ا. شريوتر» له خوا سپين فاسفورس ته په بند شوي ښيښه يي امپول کې د کاربون مونوکسايډ CO په اتموسفير کې د ۵۰۰ س. ګ درجو تودوخې ورکولو پر مهال تر لاسه شو.

د سره فاسفورس فورمول P_n دی او يو پېچلی جوړښت لرونکی پوليمير دی. د لاس ته راوړلو او ميده کولو د کچې په پام کې نيولو سره د سره فاسفورس رنګ له سره شين ګډ رنګه نيولې تر چوڼيا پورې رنګ لري، خو د بهېدو په حالت کې ټينګ چوڼيا خو له لږ مسي رنګ سره ګډ رنګ او فلزي ځلا لري. د سره فاسفورس کيميايي فعاليت د سپين

فاسفورس تر کیمیایي فعالیته ډېر کم دی؛ دا فاسفورس ډېر لږ حلیږي. سور فاسفورس یوازې په ځینو ویلې شویو فلزونو کې حلیږي، په داسې فلزونو لکه سرپو **Pb** او بیسموټ **Bi** کې. له همدغو فلزونو څخه کله کله د سره فاسفورس د لویو بلورونو د لاس ته راوړلو لپاره هم کار اخیستل کیږي. د ساري په توگه الماني فیزیکپوه او کیمیاپوه «یوهان ویلهلم هیتورف» (۱۸۲۴-۱۹۱۴) پر ۱۸۲۵ ز کال لومړی ځل ډېر ښه جوړ شوي، خو د اندازې له پلوه واړه بلورونه تر لاسه کړل (د هیتورف فاسفورس). سور فاسفورس په هوا کې ان د تودوخې په ۲۴۰-۲۵۰ س. گ درجو کې هم پخپله اور نه اخلي (د تصعید پر مهال سپینې بښې ته د اوښتلو پر مهال)، خو د سولولو یا ټکان ورکولو (غورځولو) پر مهال پخپله اور اخلي. د فاسفورس دا ډول د (**Chemiluminescence**) رڼا نه لري. دا فاسفورس په اوبو، بینزین (بینزول) C_6H_6، کاربون ډای سوفلایډ CS_2 او نورو کې نه حلیږي، خو په فاسفورس ترای بروماید PBr_3 کې حلیږي. د تصعید د تودوخې په درجه کې سور فاسفورس په براس بدلیږي، چې د سړېدو پر مهال سپین فاسفورس جوړوي.

د ده زهریت د سپین فاسفورس تر زهریته زر گرایه لږ دی، ځکه خو دی په پراخه پیمانه کاریږي. د ساري په توگه د اورلگیتو (گوگړو) په تولید کې. د اورلگیتو د کوتیو دوه اړخه، چې د اورلگیت خلی ورسره سولول کیږي، د سره فاسفورس پر بنسټ جوړ شوی قشر لري. د سره فاسفورس کثافت هم ډېر دی او په یو متر مکعب کې ۲۴۰۰ کیلوگرامه کیږي. سور فاسفورس د ساتنې پر مهال د لنده بل په شتون کې ورو ورو اکسایډ جوړوي او هیگروسکوپیک اکسایډ جوړوي، اوبه جذبوي او لمدیږي او تر دې وروسته د فاسفورس ټینگ (غلیظ) تېزاب جوړو، ځکه خو دا فاسفورس په کلک تړل شویو او خوله بندو لوښیو کې ساتل کیږي.

تور فاسفورس: تور فاسفورس د عادي فاسفورس تر ټولو ډېر ترموډینامیکي پایښت لرونکی او له کیمیایي پلوه ډېر لږ فعال ډول دی. تور فاسفورس لومړی ځل پر ۱۹۱۴ ز کال د امریکایي فیزیکپوه، پر ۱۹۴۶ ز کال د فیزیک په څانگه کې د نوبل ډالۍ گټونکي

«پیرسي ویلیام بریجمن» (۱۸۸۲-۱۹۶۱) له خوا تر لاسه شو . د تور فاسفورس د سینتېزولو لپاره «بریجمن» $۲۰۱۰^{۹}$ فشار (۲۰ زره اتموسفیره) فشار او د س. گ نږدې ۲۰۰ درجې تودوخه وکارله. د ژر تېرېدو پیل د ۱۳۰۰۰ اتموسفیر فشار شاوخوا او د تودوخې نږدې ۲۳۰ س. گ درجو کې دی.

تور فاسفورس یو تور توکی دی چې فلزي ځلا لري، د لاس وهلو پر مهال غوړ احساسیږي او گرافیتو ته ډېر ورته وي. دا فاسفورس په اوبو یا عضوي حل کوونکیو کې هیڅ نه حلیږي. تور فاسفورس ته کېدای شي چې اور ورته شي، خو مخکې له مخکې باید د نږه اکسیجن په اتموسفیر کې ښه سور شي، تر ۴۰۰ س. گ درجو پورې تودوخه ورکړ شي. تور فاسفورس برېښنا تېروي او د برېښنا نیم تېروونکي خواص لري. د دې فاسفورس د ویلې کېدو تودوخه ۱۰۰۰ س. گ درجې او تر $۱۸۰۱۰^{۵}$ پاسکال (Pa) فشار لاندې ترسره کیږي.

فلزي فاسفورس : تور فاسفورس په $۸,۳۰۱۰^{۱۰}$ پاسکال فشار کې نوي، لا ډېر کثافت لرونکي او غیر فعال فاز ته تېریږي، چې کثافت یې په یو س. م. م کې **۳,۵۲** گرامه دی او تر دې لا نور فشار یانې تر $۱,۲۵۰۱۰^{۱۱}$ پاسکال فشاره لا نور ډکیږي او د بلوري جوړښت مکعبي سېستم خپلوي. په دې حالت کې د ده کثافت په یو س. م. م. کې **۳,۸۳** گرامو ته رسیږي. فلزي فاسفورس برېښنا ډېره ښه تېروي.

کیمیایي خواص یې

- د فاسفورس کووالینسي نیم قطر ۱۰۶ پ. م دی.
- د ایون نیمایي قطر یې **۳۵** (**۵e**+) ۲۱۲ (**۳e**-) پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې **۲,۱۹** پاولینگه دی.
- الکترودي ځواک یې صفر ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې **۵** ، **۳** ، ۱ ، ۰ ، ۱- ، **۳**- دي.

- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي ۱۰۱۱,۲ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۱۰,۴۸) الکترون ولته ده.

د فاسفورس کیمیایي فعالیت د نایټروجن N_2 تر هغه ډېر دی. د فاسفورس کیمیایي خواص تر ډېره بریده د ده په الوتروپي ډولونو پورې اړه لري. سپین فاسفورس ډېر فعال دی، خو پر سره او تور فاسفورس باندې د بدلیدو په بهیر کې یې کیمیایي فعالیت کمیږي. سپین فاسفورس د کوټې د هوا د تودوخې په درجه کې له اکسیجن سره د اکسایډ کولو پر مهال رڼا کوي او دا رڼا د فاسفورس د اکسایډ جوړولو په (**Photoemission**) تعامل پورې اړه لري.

فاسفورس په اوبلن او ویلي شوي، همدا راز په بړاسي حالت کې د تودوخې تر ۸۰۰ س.گ درجو کې له P_4 مالیکولونو څخه جوړ دی. د تودوخې تر ۸۰۰ لوړو س.گ درجو کې یې مالیکولونه داسې سره جلا کیږي (انفکاک کوي): $P_4 = 2P_2$. د تودوخې تر ۲۰۰۰ س.گ لوړو درجو کې یې مالیکولونه په اتومونو تجزیه کیږي.

له ساده توکیو سره د فاسفورس تعامل

فاسفورس په اسانۍ له اکسیجن O_2 سره اکسایډ جوړوي. د ساري په توگه په دې لاندې لومړۍ بېلگه کې یې له اکسیجن سره د تعامل په پایله کې فاسفورس پینټا اکسایډ P_2O_5 او په دویمه بېلگه کې یې ډای فاسفورس ترای اکسایډ P_2O_3 جوړ کړي دي:

$4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$ (د اکسیجن له پرېمانۍ سره)

$4P + 3O_2 \rightarrow 2P_2O_3$ (د ورو ورو اکسایډ جوړولو پر مهال، یا د اکسیجن د کموالي پر مهال)

فاسفورس له ډېرو ساده توکیو سره تعامل کوي، لکه له هالوجینونو، سولفور، له ځینو فلزونو سره اکسایډکوونکي او جوړوونکي خواص ښیي:

له فلزونو سره اکسایډ جوړوونکي فاسفیډونه جوړوي، لکه په دې لاندې بېلګه کې چې یې له کلسیم **Ca** سره د **تعامل** په پایله کې کلسیم فاسفیډ **Ca_3P_2** جوړ کړی:

$$2P + 3Ca \rightarrow Ca_3P_2$$

فاسفیډونه د اوبو او تېزابونو په واسطه تجزیه کیږي او فاسفین **PH_3** جوړوي؛ له نافلزونو سره ریډوکس یا (**Reduction-oxidation**) **تعامل** کوي، لکه په دې لاندېنیو بېلګو کې چې یې له سولفور **S** سره ډای فاسفورس ترای سولفیډ **P_2S_3** او په دویمه بېلګه کې یې له کلورینو **Cl_2** سره فاسفورس پینټاکلورایډ **PCl_5** جوړ کړي دي:

$$2P + 3S \rightarrow P_2S_3$$

$$2P + 5Cl_2 \rightarrow 2PCl_5$$

فاسفورس له هایډروجن **H_2** سره مرکب نه جوړوي، خو د اوبو **H_2O** په واسطه د ځینو فاسفیډونو د تجزیوي **تعامل** له لارې یې ورسره کولای شي، لکه په دې لاندې بېلګه کې چې کلسیم فاسفیډ **Ca_3P_2** تجزیه شوی:

$$Ca_3P_2 + 6H_2O \rightarrow 2PH_3 + 3Ca(OH)_2$$

کېدای شي چې لکه د امونیا **NH_3** غوندې فاسفورسي هایډروجن (فاسفین) **PH_3** لاس ته راشي.

له اوبو سره یې **تعامل**:

فاسفورس د اوبو له بړاس سره د تودوخې تر **۵۰۰** لوړو س. ګ درجو کې **تعامل** کوي، دا **تعامل** د له خپل ځان سره تعامل، یا د نامتناسبې ونډې تعامل

(Disproportionation) په نامه یادیږي چې فاسفین PH_3 او فاسفوریک اسیډ H_3PO_4 جوړوي:

$$8P + 12H_2O \rightarrow 5PH_3 + 3H_3PO_4$$

له القلیو سره یې تعامل:

د القلیو په سړو ټینګو محلولونو کې یې هم د نامتناسبې ونډې تعامل ورو ورو ترسره کیږي، په دې لاندې معادله کې یې له پوتاسیم هایډروکسایډ KOH سره همدا ډول تعامل ښودل شوی:

$$4P + 3KOH + 3H_2O \xrightarrow{T} PH_3 + 3KH_2PO_2$$

بشپړوونکي خواص یې:

فاسفورس پیاوړي اکسایډ جوړوونکي په فاسفوریک اسیډ H_3PO_4 باندې اړوي. په دې لاندې لومړۍ بېلګه کې یې له نایټریک اسیډ HNO_3 او په دویمه بېلګه کې یې له سولفوریک اسیډ H_2SO_4 سره دا ډول تعاملونه ښودل شوي:

$$3P + 5HNO_3 + 2H_2O \rightarrow 3H_3PO_4 + 5NO$$

$$2P + 5H_2SO_4 \rightarrow 2H_3PO_4 + 5SO_2 + 2H_2O$$

د فاسفورس د اکسایډ جوړولو تعامل د اورلګیت د بلولو پر مهال ترسره کیږي، او پوتاسیم کلورات $KClO_3$ د اکسایډ جوړوونکي په توګه کار ورکوي:

$$6P + 5KClO_3 \rightarrow 5KCl + 3P_2O_5$$

ایزوټوپونه یې

فاسفورس ټول ۲۳ ایزوټوپونه لري چې د کتلو شمېرې یې له ۲۴ څخه پیل او پر ۴۲ پای ته رسیږي. له دې شمېر ایزوټوپونو څخه یې یوازې یو د ^{31}P ایزوټوپ پایښت لرونکی دی، له همدې کبله دا عنصر مونوایزوټوپي عنصر ګڼل کېدای شي. نور ایزوټوپونه یې بې پایښته (رادیواکتیفي) دي. له رادیواکتیفي ایزوټوپونو څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{33}P ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۲۵٫۳۴ ورځې دی. بل یې د ^{32}P ایزوټوپ چې نیمايي عمر یې ۱۴٫۲۶۳ ورځې دی. د نورو ټولو ایزوټوپونو نیمايي عمر یې تر ۲٫۵ دقیقو لنډ دی، د ډېری هغو نیمايي عمر یې تر یوې ثانیې پورې د ی. د ^{25}P رادیواکتیفي ایزوټوپ نیمایی عمر ۳۰ نانوثانیې دی چې تر ټولو د ډېر لنډ عمر لرونکی ایزوټوپ ګڼل کیږي.

کارونه یې

فاسفورس یو ډېر ارزښتناک بیوجینیک عنصر دی او په صنعت کې په پراخه پیمانه کاریږي. سور فاسفورس د اورلګیتو په تولید کې کاریږي. همدغه فاسفورس له ډېرې نرۍ وړې شوې ښیښې او سریښنو سره یو ځای کیږي او بیا د اورلګیتو د کوتي په دوو اړخونو وهل کیږي. د اورلګیت خلي، چې د سرونو ترکیب یې له پوتاسیم کلوراټ $KClO_3$ او سولفور S څخه جوړ دی، د اورلګیت پر هماغه اړخ باندې وهل کیږي او اور اخلي.

نړه فاسفورس: د فاسفورس هغه لومړنی خاصیت چې انسان د ځان په خدمت کې ترې کار واخیست، هغه د ده د اور اخیستو او اور بلولو وړتیا ده. د فاسفورس اور اخیستنه ډېره لویه ده او د ده په الوتروپي ډولونو پورې اړه لري.

سپین («زیړ») فاسفورس یې تر ټولو ډېر فعال، زهري او اور اخیستونکی دی، ځکه چې دی په اورنیو (اور اچوونکیو) بمونو او ځینو نورو چارو کې ډېر کاریږي.

سور فاسفورس په صنعت کې یو ډېر بنستیز تولېدېدونکی او کارېدونکی ډول دی. دا فاسفورس د اورلګیتو، چاودېدونکیو توکیو، اور اخیستونکیو مرکبونو، بېلابېلو سونتوکیو، همدا راز د انجنونو، ماشینونو او نورو بېلابېلو دستګاوو د پرزو د غوړولو لپاره د ګریسو په جوړولو، د برېښنایي سره کېدونکیو ګروپونو په تولید کې د ګاز جذبوونکي په توګه کارېږي.

د مرکبونو کارېدنه یې: فاسفورس د (فاسفاټ) په ډول یو له درېو ډېرو مهمو بیوجینیک عنصرونو څخه دی چې د اډینوزین ترای فاسفاټ $C_{10}H_{12}N_5O_{13}P_3$ په سینتېز کې برخه اخلي. د تولیدېدونکي فاسفوریک اسیډ ډېره برخه د فاسفورس سرې (کود) د لاس ته راوړلو لپاره کارېږي، د داسې سرو لکه مونوکلسیم فاسفاټ $CaH_4P_2O_8$، ختېېل د اموفوس سره او داسې نورې.

۱۶. سولفور

سولفور (سلفر) د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د درېیمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۱۶ او سېمبول یې **S** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**sulfur**)، په انګلیسي کې (**Sulfur**) او په روسي ژبه کې (**Cépa**) دی. د هایډروجني او اکسیجني مرکبونو د بېلابېلو ایونونو په ترکیب کې شتون لري، ډېر تیزابونه او مالګې جوړوي. ډېری سولفور لرونکې مالګې په اوبو کې لږ حلیږي.

انځور: سولفور يو زيړ رنګ لرونکی، نازک، ژر ماتېدونکی او جامد توکی دی

د کشف تاريخچه يې

سولفور په نږه، طبيعي لاس نه خوړلې بڼه، همدا راز د سولفوري مرکبونو په بڼه له لرغونيو زمانو راهيسې انسانانو پېژاند . احتمال لري چې د سوځېدونکي سولفور له خپک کوونکي او د هايډروجن سولفيډ H_2S له ډېر بد بوی سره انسان تر پېښليک (تاريخ) مخکينيو زمانو کې پېژندګلوي کړې وي. د همدغو خواصو لامله سولفور په ديني دوديزو مراسمو کې ديني خدمتګارانو (کشيشانو) د سپېڅليو څکول کېدونکيو توکيو په ترکيب کې کاراوه. سولفور د اروااوو نړۍ د تر انسان لوړو موجوداتو، يا د تر ځمکې لاندې خدايګوټيو د لاس اثر ګڼل کېده. دا عنصر په ډېرو پخوا زمانو کې د پوځي موخو لپاره د بېلابېلو سوځېدونکيو مخلوطونو په ترکيب کې کارېده . د لرغوني يونان نامتو شاعر «هومر» (د مخزېږد ۸ پېړۍ) لا د «سولفوري بړاسونو»، له سوځېدونکي سولفور څخه جلا کېدونکي او وژونکي اغېز په اړه ليکل کړي وو . احتمال لري چې سولفور به د لرغوني

یونان د «یوناني اور» په ترکیب کې ګډون درلود. دې اورنۍ وسلې پر دښمن باندې یو ډېر بد او هیبتناک حالت راووست. د ۸ پېړۍ په سر کې چینیانو سولفور د اورلوبو د څراغونو په مخلوطونو او د باروتو په مخلوط کې کاراوه. د سولفور د اوراخیستنې او سپکوالي خاصیت، چې له فلزونو سره یې یو ځای کوي او سولفیډونه جوړوي، په دې تشریح کېدای شي چې دا عنصر د «اور اخیستنې پرنسیپ» او د فلزي کاني ډبرو حتمي ترکیبي برخه ګڼل کېده. دیني شخصیت «تیوفیلوس پریس بیټر» (۱۰۷۰-۱۱۲۵) د سولفیډي مسي کاني ډبرې د اکسایډي سره کولو په اړه بیان کړی، احتمال لري په لرغوني یونان کې هم خلکو ته مالوم وو. د عربي کیمیاګرۍ په پېر کې د فلزونو د ترکیب سیمابي-سولفوري تیوري راپیدا شوه او د دغې تیورۍ له مخې سولفور د ټولو فلزونو د یوې حتمي برخې (د فلزونو پلار) په توګه ګڼل کېده. په راتلونکې کې دا تیوري د کیمیاګرانو له دریو پرنسیپونو څخه یو پرنسیپ شو. په راوروسته وختونو کې «د سوځېدنې یا اور اخیستنې اصل» د فلوجیستون تیورۍ بنسټ وګرزېد. د سولفور بنسټیز خواص د اوسنۍ کیمیا بنسټ اېښودونکي پرانسي کیمیاپوه «انتوان لاورینټ دې لاوېزیر» (۱۷۴۳- ۱۷۹۴) د سون تجربو له مخې مالوم کړل. په اروپا کې د باروتو له دودېدو سره سم د طبېعي سولفور د راایستلو، او له پیریټو څخه د لاس ته راوړلو د طریقې ودې پیل وکړ. سولفور په لرغونې روسیه کې هم خپور شوی وو. لومړی ځل یې د الماني پوهاند «ګیورګیوس اګریکولا» (۱۴۹۴- ۱۵۵۵) له خوا په اړه په کتاب کې بیان شوی وو. په دې ډول ویلای شو چې د سولفور کره ریښه مالومه شوې او پېژندل شوې نه ده، خو لکه څنګه چې پاس وویل شول، دا عنصر د عیسی (ع) تر زوکړې دمخه کارېده او دا د دې مانا لري چې له لرغونیو زمانو څخه انسانانو پېژاند.

د نامه ریښه یې

په لرغونې روسي ژبه کې د (**Сépa**) «سېره» یانې سولفور کلمه له ۱۵ پېړۍ راهیسې دود شوې، چې د زړې سلاویاني ژبې له (**cѣpa**) «سېرا» څخه اخیستل شوې چې د «خیري، کنډ»، په ټوله کې «د سوځېدونکي توکي، غوړیو» مانا لري. د دې کلمې ریښه پوهنه (ایتمالوجي) تر اوسه نه ده مالومه شوې، ځکه چې د دې توکي لومړنی ټولیز سلاوياني نوم له منځه تللی او اوسنی روسي ژبې ته یې ناسمه بڼه پاتې شوې.

د په ختېړ روسي خو الماني ژبپوه «ماکس جولیوس فریدریش فاسمر» (۱۸۸۲-۱۹۲۲) د اټکل له مخې، د «سېره» ویې د لاتیني ژبې له (**sera**) یانې «موم»، یا (**serum**) سرامنې (خوناب) څخه اخیستل شوی دی.

د لاتیني ژبې (**sulfur**) نوم یې د ده له هیلینیستي شوي (**Hellenistic**) ډول لیکل شوي نامه (**sulpur**) څخه اخیستل شوی، چې تخمیني ډول یې د هند و اروپایي (**swelp**) ریښه لري چې د «سوځېدلو» په مانا دی.

د سولفور طبیعي مینرالونه

سولفور د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د کیمیایي خپرېدا له پلوه ۱۲ ځای لري. دا عنصر په خپلواک یا نره او له نورو توکیو سره ګډ ډول موندل کېږي.

د دې عنصر تر ټولو ډېر ارزښتناک مینرالونه دادي: پیریټ یا د وسپنې ډای سولفیډ FeS_2، سفالیریټ یا د جستو سولفیډ **ZnS**، ګالینا یا د سرپو سولفیډ **PbS**، سینابار یا د سیمابو سولفیډ **HgS**، او انټیمونیټ (ستیب نیټ) Sb_2S_3. سربېره پر دې، سولفور په نفتو، طبیعي سکرو، طبیعي ګازونو او نفتي ډبرو (**Oil shale**) کې هم شتون لري. دا عنصر په طبیعي اوبو کې د اندازې له پلوه شپږم عنصر دی، په ټوله کې د ایون سولفاټ په بڼه موندل کېږي او د خوږو اوبو «تلپاتې» سختوالی رامنځته کوي. د لوړو اورګانیزمونو

لپاره د ژوند ارزښتناک عنصر، او د ډېرو پروټینونو ترکیبي برخه ده چې په وېښتانو کې متمرکز کیږي.

لاس ته راوړل يې

په لرغونيو زمانو کې سولفور داسې تر لاسه کېده چې لوی خټين لوښی (چاټې) به يې په ځمکه کې خښه کړه، د هغې له پاسه به يې بله داسې چاټې کېښوده چې تل به يې سوری درلود. دا پاسنۍ چاټې به يې له داسې توکيو او کاڼي ډېرو ډکه کړه چې په ترکيب کې به يې سولفور وو، تر دې وروسته به يې تودوخه ورکوله. په دې ډول سره به په پاسنۍ چاټې کې له سولفور لرونکيو توکيو څخه سولفور ويلي کېده او لاندېنۍ چاټې ته به ورتوييده.

په اوسني وخت کې سولفور د ده د موندل کېدو په ځايونو کې، تر ځمکې لاندې د طبيعي سولفور د ويلي کولو له لارې لاس ته راوړل کيږي. د دې عنصر کاني ډېرې د شرايطو په پام کې لرلو سره په بېلابېلو لارو تر لاسه کيږي. د ده کانونه نږدې تل له زهرجنو ګازونو سره ملګري وي، او دا ګازونه د سولفور مرکبونه دي. دا بايد په ياد ولرل شي چې د سولفور دا کانونه يا زېرمه ځايونه کېدای شي چې اور واخلي.

د سولفور د لاس ته راوړلو ښکاره او پرانيستی ډول داسې دی چې په اسکواتور (ميکانيکي يوم) باندې يې خاوره يا ډېرې تر هغه پورې لرې کيږي، څو چې سولفور لرونکيو توکيو ته ورسيږي. تر دې وروسته کانيز ډېرين ځای الوزي (چاودوي يې) او د کاني ډېرو لوی ګټونه او کرکنډې د سولفور ويلي کولو کارخانې ته لېږدول کيږي او هلته له دې کرکنډو څخه سولفور ايستل کيږي.

الماني کيمياپوه «هيرمن فراش» (۱۸۱۵-۱۹۱۴) پر ۱۸۹۰ ز کال وړانديز وکړ چې سولفور دې تر ځمکې لاندې ويلي کړای شي او د څاګانو له لارې دې د تېلو په شان راوايستل شي. په پرتليزه توګه د سولفور د ويلي کېدو د تودوخې ۱۱۳ س.ګ درجه، چې دومره لوړه نه ده،

د «فراش» د مفکورې پخلی کولای شوای. پر ۱۸۹۰ ز کال يې ازمايښتونه پيل شول چې په بري سره پای ته ورسېدل.

له سولفوري کاني ډېرو څخه د سولفور د لاس ته راوړلو څو مېتودونه پېژندل شوي چې هغه د اوبو او بړاس، چاڼيز (فلټري)، او تودوخيز، سينتريفوژي او د بېلولو ايکسترېکشن (**Extraction**) مېتود دی.

همدارنگه سولفور په ډېره کچه په طبيعي گاز کې په گازي بڼه شتون لري، لکه د هايډروجن سولفيډ H_2S او د سولفوري انهيډرايډونو په ډول. دا عنصر د رااېستلو (استخراج) پر مهال دننه په نلونو او نور سامان پورې نښلي او له کاره يې باسي. له همدې لامله هڅه کيږي چې تر رااېستلو وروسته سملاسي له گاز څخه لاس ته راوړل شي. د پوډر په بڼه وور لاس ته راغلی نرۍ سولفور د کيميايي او ربړ جوړولو صنعت لپاره يو ډېر ښه اوم توکی دی.

د نړۍ سولفور تر ټولو ډېر لوی کانونه د اورشيندو غرونو منشا لري، د روسيې د کوريل له ټاپوگانو څخه په ايتوروپ ټاپو کې شتون لري.

د سولفور لوی توليدوونکي هېوادونه

د سولفور لوی توليدوونکي هېوادونه د امريکا متحد ايالتونه، د چين ولسي جمهوريت، روسيه، کاناډا، جرمني، جاپان، سعودي عربستان، قزاقستان، عربي متحده امارات، مکسيکو او ځينې نور دي.

کارونه يې

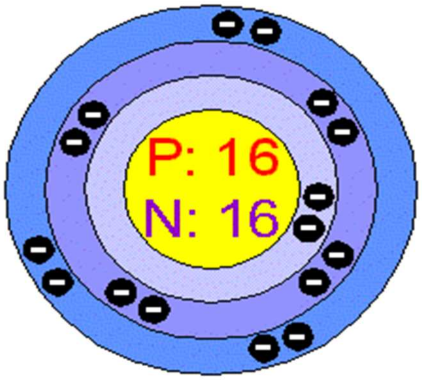
سولفور د سولفوريک اسيډ H_2SO_4، د ربړونو، لاستيکونو، او پلاستيک په توليد کې کاريږي. دا عنصر همدا راز د لارو او سړکونو له قير، او سيمټو سره هم گډيږي.

د سولفور اتوم

د سولفور د اتوم هسته له ۱۲ پروتونونو او ۱۲ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۱۲ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۳ انرژیکي سویې لري، په بله وینا د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۳ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، او په درېیمه انرژیکي سویه کې یې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د اتوم د کتلې شمېره) ۳۲ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د سولفور اتومي کتله **۳۲,۰۵۹** ؛ **۳۲,۰۷۲** د کتلې اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې **[Ne] ۳s^۲ ۳p^۴** فورمول سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې ۱۲۷ پ. م دی.



انځور: د سولفور د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص يې

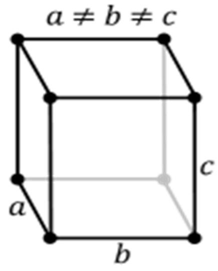
- د سولفور کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې ۲,۰۷۰ گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۸۵ , ۱۱۲ ده. (د ک په شمېر ۳۸۲ ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۴۴۴,۲۷ ده. (د ک په شمېر ۸۲۴ , ۷۱۷ ده).
- د ویلي کېدو تودوالی يې ۱,۲۳ کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی يې ۱۰,۵ کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت يې ۲۲,۲۱ جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم يې ۱۵,۵ س. م. م\موله دی.

له اکسیجن څخه د سولفور لوی توپیر په دې کې دی چې سولفور له اتومونو څخه پایښت لرونکي ځنځیرونه او لړۍ جوړوي. د سولفور تر ټولو ډېر پایښت لرونکې لړۍ ییزې (سلسه يي) مالیکولونه S_8 دي چې د تاج بڼه لري، معیني (rhomb) او مونوکلینیک سولفور جوړوي. دا يو بلوري (کریستالي) سولفور دی چې نازک دی او زېړ رنګ لرونکی توکی دی. همدا راز د سولفور د تړلیو او پرانیستو ځنځیرونو د مالیکولونو (S_4, S_6) جوړښت هم شونی دی. پلاستیکي سولفور دا ډول ترکیب لري او دا يو قهوه يي رنګه توکی دی چې د ویلي شوي سولفور د ډېر ژر سړولو له لارې لاس ته راځي. پلاستیکي سولفور څو ساعته وروسته نازک کیږي، زېړ رنګ خپلوي او ورو ورو په معیني سولفور بدلیږي. د سولفور فورمول ډېری مهال یوازې S لیکل کیږي، ځکه چې دا عنصر که څه هم مالیکولي جوړښت لري، خو د بېلابېلو مالیکولونو لرونکیو ساده توکیو مخلوط دی. سولفور په اوبو کې د حلېدو وړ نه دی، خو د ده ځینې ډولونه په عضوي حل کونکیو کې حلیږي، لکه په کاربون ډای سولفيډ CS_2 ، د غوزه لرونکیو (تل زرغونو) ونو په غوړیو تورپینټین (Turpentine) کې. د ویلي کولو پر مهال يې حجم نږدې ۱۵ سلنه زیاتیږي.

ویلي شوی سولفور د زېړ رنګ، په اسانی خوځېدونکې مایع ده چې د تودوخې تر ۱۲۰ س. ګ لوړو درجو کې په توربخونه قهوه یي رنګه ډېره نرۍ کتله بدلیږي. دا عنصر په ۱۹۰ س. ګ درجو تودوخه کې ډېر خټین (viscosity) حالت خپلوي. د تودوخې تر دې پورته نورو درجو کې یې خټین حالت کمیږي او د تودوخې تر ۳۰۰ لوړ س. ګ درجو کې ویلي شوی سولفور بیا متحرک کیږي. دا له دې سره تړلی چې سولفور ته د تودوخې ورکولو پر مهال دا عنصر ورو ورو پولیمیري کیږي او د ځنځیر لړۍ اوږدوي. که چیرې دې عنصر ته تر ۱۹۰ س. ګ درجو څخه ډېره تودوخه ورکړل شي نو پولیمیري کړۍ یې په ماتېدو پیل کوي. دا عنصر کولای شی چې د الکټریټ (Electret) د یوې ساده بېلګې په توګه خدمت وکړي. که چیرې سولفور وسولول شي نو پیاوړی منفي چارج اخلي.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د سولفور د بلوري جالۍ جوړښت معیني ساده (اورتورومبیک) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې c=۲٤,۳٦۹ b=۱۲,۸٤٥ a=۱۰,٤۳۷ انګسترومه دی.



انځور: د سولفور د بلوري جالۍ جوړښت معیني ساده (اورتورومبیک) سېستم لري

کیمیایي خواص یې

- د سولفور کووالینسي نیم قطر ۱۰۲ پ. م دی.
- د ایون نیمایي قطر یې ۳۰ (e۲+) ۱۸۴ (e۲-) پ. م دی.

- الکتروني منفیت یې **۲,۵۸** پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک یې صفر ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې **۲**+، **۴**+، **۲**+، ۱+، ۰، ۱-، **۲**- دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې **۹۹۹,۰** کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (**۱۰,۳۵**) الکترون ولټه ده.

سولفور په هوا کې سوځي او سولفور ډای اکسایډ **SO۲** جوړوي چې یو بې رنګه ګاز دی او تېز بوی لري، د تعامل معادله یې دا ده:

$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$

د سپیکترالي شننې (**Spectral analysis**) پر مټ مالومه شوې چې په ډای اکسایډ کې د سولفور د اکسایډ جوړېدو بهیر یو ځنځیري تعامل دی چې په ترسره کېدو یې یو شمېر منځواټنه (منځواټنیز) توکي جوړېږي، لکه د سولفور مونواکسایډونه **S۲O۲** ، مالیکولي سولفور **S۲** ، د سولفور **S** خپلواک اتومونه، او د سولفور مونواکسایډ **SO** خپلواک راډیکالونه.

د دې عنصر له سره جوړوونکي خواص له نورو نافلزونو سره د سولفور په تعاملونو کې راڅرګندېږي، خو د کوټې د هوا د تودوخې په درجه کې یوازې له فلورینو **F۲** سره تعامل کوي او سولفور هیکزافلورایډ **SF۶** جوړوي چې د تعامل معادله یې دا ده:

$$S + 3F_2 \rightarrow SF_6$$

ویلي شوی سولفور له کلورینو **Cl۲** سره تعامل کوي، په پایله کې یې شونې ده چې دوه ټیټ کلورایډونه جوړ کړي، یانې سولفور ډای کلورایډ **SCl۲** ، او ډای سولفور ډای کلورایډ **S۲Cl۲** :

$$2S + Cl_2 \rightarrow S_2Cl_2$$

$$S + Cl_2 \rightarrow SCl_2$$

د سولفور د ډېروالي په حالت کې هم کېدای شي چې بېلابېل ډای کلورايډونه پولي سولفورونه جوړ شي، لکه **SnCl۲** .

د تودوخې ورکولو او تودولو پر مهال هم سولفور له فاسفورس **P** سره **تعامل** کوي او د فاسفورس د سولفيډونو مخلوط جوړوي، چې د دوی له شمېر څخه يې لوړترين سولفيډ فاسفورس پينتاسولفيډ **P۲S۵** دی چې د **تعامل معادله** يې دا ده:

$$5S + 2P \rightarrow P_2S_5$$

سربېره پر دې، که چيري سولفور ته تودوخه ورکړ شي نو له هايډروجن **H۲** ، کاربون **C** او سيليکون **Si** سره **تعامل** کوي:

$$S + H_2 \rightarrow H_2S$$ (د هايډروجن سولفيډ)

$$C + 2S \rightarrow CS_2$$ (د کاربون ډای سولفيډ)

د تودوخې ورکولو پر مهال سولفور له ډېرو فلزونو سره **تعامل** کوي، زياتره په ډېر توپاني ډول سره . کله کله له سولفور سره د فلز مخلوط د اور ورته کولو پر مهال سوځي. د دې **تعامل** په پايله کې سولفيډونه جوړيږي. په دې لاندې څلورو بېلګو کې سولفور له سوډيم **Na** ، کلسيم **Ca** ، الومينيم **Al** او وسپنې **Fe** فلزونو سره تعاملونه کړي او اړونده سولفيډونه يې جوړ کړي دي:

$$2Na + S \rightarrow Na_2S$$

$$Ca + S \rightarrow CaS$$

$$2Al + 3S \rightarrow Al_2S_3$$

$$Fe + S \rightarrow FeS$$

د الکلي فلزونو د سولفیډونو محلولونه له سولفور سره تعامل کوي او پولي سولفیډونه جوړوي. په دې لاندې بېلګه کې یې له سوډیم سولفیډ **Na_2S** سره تعامل ښودل شوی چې په پایله کې یې سوډیم ډای سولفیډ **Na_2S_2** جوړ کړی دی:

$$Na_2S + S \rightarrow Na_2S_2$$

له پېچلیو توکیو څخه اړینه ده چې تر هر څه لومړی له ویلي شوي الکلي سره د سولفور تعامل یاد شي، چې سولفور پکې د کلورینو په څېر د نامتناسبې ونډې تعامل (له خپل ځان سره تعامل) (**Disproportionation**) ښیي:

$$3S + 6KOH \rightarrow K_2SO_3 + 2K_2S + 3H_2O$$

لاس ته راغلی ګډوله فلز د پولي سولفیډ په نامه یادیږي.

دا عنصر له ټینګو (**acid-oxidants**) کوونکیو تېزابونو نایټریک اسیډ **HNO_3** او سولفوریک اسیډ **H_2SO_4** سره یوازې د اوږدې دوام لرونکې تودوخې په ورکولو سره تعامل کوي:

$$S + 6HNO_{3(конц.)} \rightarrow H_2SO_4 + 6NO_2\uparrow + 2H_2O$$

$$S + 2H_2SO_{4(конц.)} \rightarrow 3SO_2\uparrow + 2H_2O$$

که چیرې یې تودوخه زیاته شي نو د سولفور په بړاسونو کې په مالیکولي کمیتي ترکیب کې یې بدلونونه راځي. په مالیکول کې یې د اتومونو شمېر کمیږي:

$$S_8 \rightarrow S_6 \rightarrow S_4$$

د تودوخې په ۸۰۰-۱۴۰۰ س. گ درجو کې يې بڼاسونه په ټوليز ډول له دوه اتومه سولفور څخه جوړ وي:

$$S_4 \rightarrow S_2$$

د تودوخې په ۱۷۰۰ س. گ درجو کې سولفور يو اتومه کيږي:

$$S_2 \rightarrow S$$

ايزوټوپونه يې

د سولفور کيميايي عنصر **۲۵** ايزوټوپونه لري چې د کتلو شمېرې يې له **۲۲** څخه پيل او پر **۴۹** پای ته رسيږي. له دې شمېر څخه يې **۴** ايزوټوپونه پايښت لرونکي دي چې هغه يو د ^{32}S ايزوټوپ دی چې ډېروالی يې **۹۵,۰۲** سلنه دی. دويم يې د ^{33}S ايزوټوپ دی چې ډېروالی يې **۰,۷۵** سلنه دی. درېيم يې د ^{34}S ايزوټوپ دی چې ډېروالی يې **۴,۲۱** سلنه دی، او څلوريم يې د ^{36}S ايزوټوپ دی چې ډېروالی يې **۰,۰۲** سلنه دی. د نورو راديواکتيفي ايزوټوپونو له شمېر څخه يې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي يو د ^{35}S ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۸۷ ورځې دی. بل يې د سولفور-۳۸ ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۱۷۰ دقيقې دی. تر ټولو د ډېر لنډ عمر لرونکی يې د سولفور-۴۹ ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۲۰۰ نانوثانيې دی.

۱۷. کلورین

کلورین د کیمیاوي عنصرونو د دوره یي جدول د درېیمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۱۷ او سېمبول یې Cl دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (Chlorum)، په انګریزي کې (Chlorine) او په روسي ژبه کې (Хлор) دی. دا یو کیمیاوي فعال نافلز دی. کلورین د هالوجیني عنصرونو په ګروپ کې ګډون لري. دا یو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (CAS) شمېره یې (۵-۵۰-۷۷۸۲) ده. په عادي شرایطو کې یو زهرجن ګاز دی چې زېړبخون- زرغون رنګ لري، تر هوا دروند دی، تېز بوی لري. د کلورینو مالیکول دوه اتومه او کیمیاوي فورمول یې Cl_2 دی.

انځور: اوبلن کلورین په سربند شوي راڼه مکعب کې

تاریخچه یې

له هایډروجن سره د کلورینو مرکب ګازي هایډروجن کلوراید HCl لومړی ځل برتانوي کیمیاپوه «جوزیف پریستلي» (۱۷۳۳-۱۸۰۴) پر ۱۷۷۲ ز کال لاس ته راوړ. کلورین پر ۱۷۷۴

ز کال سویډني کیمیاپوه «کارل ویلهلم شیله» (۱۷۴۲-۱۷۸۶) لاس ته راوړ، چې د پیرولوزیټ MnO_2 مینرال او د مالګې تېزابو HCl د یو ځای کېدو او ګډ فعالیت په پایله کې جوړ شوی او ده د پیرولوزیټ په اړه په خپله رساله کې پرې بیان کړی وو:

$$4HCl + MnO_2 \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 \uparrow + 2H_2O$$

«شیله» د کلورینو بوی ونومېره چې د سلطاني تېزابو HNO_3+۳ HCl بوی ته ورته وو، له سرو زرو Au او سینابار HgS سره د ده د تعامل کولو وړتیا، همدا راز د ده د سپینولو خاصیت په اړه یې مالومات وړاندې کړي ول. خو «شیله» د هغې زمانې په کیمیا کې د فلوجیستون له لاسبرې نظریې سره سم داسې اټکل وکړ چې کلورین په اصل کې د مالګې تېزاب HCl دي. پرانسي کیمیاپوهانو «کلوډ لویس بیرټولیټ» (۱۷۴۸-۱۸۲۲) او «انتوان لاورینټ دي لاوېزیر» (۱۷۴۳-۱۷۹۴) د تیزابونو د اکسیجني تیورۍ په اډانه کې دا دلایل وړاندې کړل چې نوی توکی باید د اټکلي عنصر (murium) اکسایډ وي. خو د ده د بېلولو هڅې ان د انګلیسي کیمیاپوه «همفري ډېوي» (۱۷۷۸ - ۱۸۲۹) تر کارونو پورې بې بري پاتې شوې. «ډېوي» د الکترولیز په مرسته وکړای شول چې د خواړو مالګه په سوډیم او کلورینو سره ووېشي (تجزیه کړي) او په دې ډول د کلورینو بنسټیز خواص ثبوت کړي.

په طبیعت کې د کلورینو شتون

په طبیعت کې د کلورینو دوه ایزوټوپونه موندل کیږي چې هغه ^{35}Cl او ^{37}Cl دی. د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د هالوجیني عنصرونو له شمېر څخه کلورین تر ټولو ډېر دی. دی ډېر فعال دی او په سیده ډول د دوره یي جدول نږدې له ټولو عنصرونو سره مرکبونه جوړوي، ځکه خو په طبیعت کې یوازې د مرکبونو په ډول د داسې مینرالونو په ترکیب کې موندل کیږي، لکه د مالګې ډبره (هالیټ) یا د سوډیم کلورایډ NaCl بلوري بڼه، سیلویټ KCl، سیلوینیټ KCl · NaCl، بیسچوفیټ $MgCl_2.6H_2O$، کارنالیټ $KMgCl_3.6(H_2O)$ او کاینیټ $KCl{\cdot}MgSO_4{\cdot}3H_2O$. د کلورینو تر ټولو لویې زېرمې د

سمندرگیو او سمندرونو د اوبو د مالگو په ترکیب کې شتون لري. د سمندري اوبو په یو لیتر کې یې کچه ۱۹ گرامه ده. د ځمکې د پاسني قشر د اتومونو د ټولیز شمېر په سلو کې ۰٫۰۲۵ سلنه اتومونه د کلورینو دي. د دې عنصر د کلارک شمېره (یا د عنصر کلارک) ۰۱۷ , ۰ سلنه ده. د انسان بدن د کتلې له پلوه ۲۵ , ۰ سلنه د کلورینو ایونونه لري. د انسان او د ژویو په اورگانیزمونو کې کلورین د ژوندینکو ترمنځ مایعاتو کې شتون لري، چې له هغه شمېر څخه وینه هم د، او د اسموسیزي (Osmosis) بهیرونو په عیارونه کې ارزښتناک رول لوبوي. همدا راز په هغو بهیرونو کې هم ارزښتمن رول لري چې د عصبي ژوندینکو له کار سره تړاو لري.

ایزوټوپونه یې

د تر اوسه د کلورینو ۲۴ ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۲۸ څخه پیل او پر ۵۱ پای ته رسیږي. همدا راز یې دوه ایزومیرونه پېژندل شوي چې هغه ^{34m}Cl او ^{38m}Cl دي. له دې شمېر څخه یې ۲ ایزوټوپونه پایښت لرونکي دي او هغه یو د ^{35}Cl ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې ۷۵٫۷۸ سلنه دی. بل یې د ^{37}Cl ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې ۲۴٫۲۲ سلنه دی. له رادیواکتیفي ایزوټوپونو څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{36}Cl ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۳۰۱۰۰۰ کاله دی. د نورو ټولو ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر یو ساعت لنډ دی، د ډېری هغو نیمایي عمر یې تر یوې ثانیې هم لنډ دی. دلته یې د یو شمېر ایزوټوپونو هسته یي خواص وړاندې کیږي:

۱. د کلورینو د ^{35}Cl ایزوټوپ کتله ۳۴٫۹۶۸۸۵۲۷۲۱ اتومي واحده ده، پایښت لرونکی دی (نه تجزیه کیږي)، هسته یي سپین (Spin) یې ۳\۲ دی.

۲. د کلورینو د ^{36}Cl ایزوټوپ کتله ۳۵٫۹۶۸۳۰۶۹ اتومي واحده ده، نیمایي عمر یې ۳۰۱۰۰۰ کاله دی، د تجزیې ډول یې β بېتا-تجزیه دی، چې د تجزیې په پایله کې یې د ارگون د ^{36}Ar ایزوټوپ جوړیږي، هسته یي سپین یې صفر دی.

۳ . د کلورینو د ^{37}Cl ایزوټوپ کتله ۳۶,۹۶۵۹۰۲۶۲ اتومي واحده ده، پایښت لرونکی دی، هسته یي سپین یې ۳\۲ دی.

۴ . د کلورینو د ^{38}Cl ایزوټوپ اتومي کتله ۳۷,۹۶۸۰۱۰۲ اتومي واحده ده، نیمایي عمر یې ۳۷,۲ دقیقې دی، د تجزیې ډول یې β بېتا- تجزیه دی، چې د تجزیې په پایله کې یې د ارګون د ^{38}Ar ایزوټوپ جوړیږي، هسته یي سپین یې ۲ دی.

۵ . د کلورینو د ^{39}Cl ایزوټوپ کتله ۳۸ , ۹۶۸۰۰۹ اتومي واحده ده، نیمایي عمر یې ۲, ۵۵ دقیقې دی، د تجزیې ډول یې بېتا- تجزیه دی، چې د تجزیې په پایله کې یې د ارګون د ^{39}Ar ایزوټوپ جوړیږي، هسته یي سپین یې ۳\۲ دی.

۶ . د کلورینو د ^{40}Cl ایزوټوپ کتله ۳۹,۹۷۰۴۲ اتومي واحده ده، نیمایي عمر یې ۳۸ , ۱ دقیقې دی، د تجزیې ډول یې بېتا- تجزیه دی، چې د تجزیې په پایله کې یې د ارګون د ^{40}Ar ایزوټوپ جوړیږي، هسته یي سپین یې ۲ دی.

۷ . د کلورینو د ^{41}Cl ایزوټوپ کتله ۴۰,۹۷۰۷ اتومي واحده ده، نیمایي عمر یې ۳۴ ثانیې دی، د تجزیې ډول یې بېتا- تجزیه دی، چې د تجزیې په پایله کې یې د ارګون د ^{41}Ar ایزوټوپ جوړیږي.

۸ . د کلورینو د ^{42}Cl ایزوټوپ کتله ۴۱,۹۷۳۲ اتومي واحده ده، نیمایي عمر یې ۸ , ۴۶ ثانیې دی، د تجزیې ډول یې بېتا- تجزیه دی، چې د تجزیې په پایله کې یې د ارګون د ^{42}Ar ایزوټوپ جوړیږي.

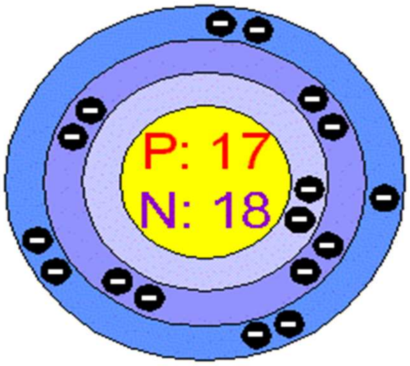
۹ . د کلورینو د ^{43}Cl ایزوټوپ کتله ۴۲,۹۷۴۲ اتومي واحده ده، نیمایي عمر یې ۳,۳ ثانیې دی، د تجزیې ډول یې بېتا- تجزیه دی، چې د تجزیې په پایله کې یې د ارګون د ^{43}Ar ایزوټوپ جوړیږي.

د کلورینو اتوم

د کلورینو د اتوم هسته له ۱۷ پروتونونو او ۱۸ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۱۷ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۳ انرژیکي سویې لري، په بله وینا د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۳ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸ ، او په درېیمه 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) **۳۵** دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د کلورینو اتومي کتله **[۳۵,۴۴۲ ؛ ۳۵,۴۵۷]** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې **[Ne] ۳s۲ ۳p۵** فورمول سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې ۱۰۰ پ. م دی.



انځور: د کلورینو د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

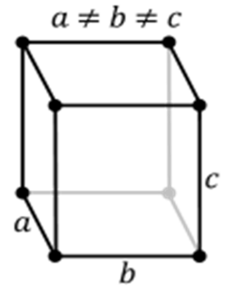
- د کلورینو کثافت په یو س. م. م کې د ویلي شوي هغه د ساړو په منفي ۳۵-س. گ درجو کې ۱,۵۵۷ گرامه دی. د جامد هغه د ساړو په منفي ۱۰۵-س. گ درجو کې ۹ ,۱ گرامه دی.
- د ویلي کېدو درجه یې د س. گ په شمېر منفي ۱۰۱,۵- درجې ده. (د ک په شمېر ۱۷۱,۶ ده).
- د اېشېدو درجه یې د س. گ په شمېر منفي ۳۴,۰۴-ده. (د ک په شمېر ۲۳۹,۱۱ ده).
- بحراني ټکی یې په ۴۱۶,۹ کیلوینه کې ۷,۹۹۱ میگاپاسکاله دی.
- د ویلي کېدو تودوالی یې ۶,۴۱ کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې ۲۰,۴۱ کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې ۲۱,۸۳۸ جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې ۱۸,۷ س. م. م\موله دی.

کلورین یو زېړبخون- زرغون رنگ لرونکی گاز دی چې خپک کوونکی بوی لري. گازي کلورین په اسانۍ اوبلنیږي (په مایع بدلیږي). د فشار له ۸ , ۰ مېگاپاسکاله (۸ اتموسفیره) څخه کلورین د کوټې د تودوخې په درجه کې اوبلن وي. که چیرې کلورین تر منفي ۳۴- درجو پورې سوړ کړای شي، نو د اتموسفیر په عادي فشار کې هم اوبلن کیږي. اوبلن کلورین زېړه-زرغونه مایع ده چې د زنگ کولو ډېر لوړ اغېز لري (د مالیکولونو د ډېر کثافت لامله). د فشار د زیاتولو په صورت کې کېدای شي چې د تودوخې تر مثبت ۱۴۴+ درجو (د تودوخې تر بحراني درجې) پورې اوبلن پاتې شي، البته د فشار په بحراني درجو یانې ۷,۶ مېگاپاسکله کې.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د کلورینو د بلوري جالۍ جوړښت معیني ساده (اورتورومبیک) سېستم لري.

- د جالۍ پارامترونه يې a=٦,٢٩ b=٤,٥٠ c=٨,٢١ انګسترومه دی.



انځور: د کلورينو د بلوري جالۍ جوړښت معيني (اورتوروميبک) سېستم لري

کيميايي خواص يې

- د کلورينو کووالينسي نيم قطر **٩٩** پ. م دی.
- د ايون نيمايي قطر يې (+٧e) **٢٧** (-١e) **١٨١** پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې **٣,١٢** پاولينګه دی.
- الکترودي ځواک يې صفر ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجې يې ٧، ٦، **٥**، **۴**، **٣**، ١، ٠، ١-دي.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې **١٢۵۴,٩** کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمېر (١٣,٠١) الکترون ولټه ده.

د الکتروني قشرونو جوړښت يې: د کلورينو اتوم په ظرفيتي کچه کې يو بې جوړې (ناجفته) الکترون شتون لري: ١s٢ ٢s٢ ٢p٦ ٣s٢ ٣p٥، ځکه خو له١ سره مساوي ظرفيت د اتوم لپاره ډېر پاينښت لرونکی دی. د کلورينو په اتوم کې د **d** کوچنۍ سويې تش اوربيتال لامله د کلورينو اتوم کولی شي چې د اکسايډ جوړولو نورې درجې هم وښيي.

د دې عنصر داسې مرکبونه هم شته چې د کلورینو اتوم پکې په سرسري ډول د ۴ او ۲ ظرفیت ښیي، لکه کلورین ډای اکسایډ ClO_2 ، او ډای کلورین هیکزاکسایډ Cl_2O_6 . خو دا مرکبونه راډیکالونه دي، مانا دا چې دوی یو ګوښی (بې جوړې، ناجفته) الکترون لري.

له فلزونو سره تعامل یې: کلورین په سیده ډول نږدې له ټولو فلزونو سره تعامل کوي. له ځینو فلزونو سره یوازې د لنده بل یا تودوخې ورکولو پر مهال تعامل کوي. په دې لاندې بېلګو کې یې له سوډیم Na ، انټیموني Sb ، او وسپنې Fe سره تعاملونه ښودل شوي:

$$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$$

$$2Sb + 3Cl_2 \rightarrow 2SbCl_3$$

$$2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$$

له نافلزونو سره تعامل یې: کلورین له نافلزونو سره، البته له کاربون، اکسیجن او نجیبه ګازونو سره د تعامل په پایله کې اړوند کلورایډونه جوړوي:

$$5Cl_2 + 2P \rightarrow 2PCl_5,$$

$$2S + Cl_2 \rightarrow S_2Cl_2$$

یا:

$$S + Cl_2 \rightarrow SCl_2.$$

کلورین په رڼا کې، یا د تودوخې ورکولو پر مهال په فعاله توګه (کله کله له چاودنې سره) د راډیکالي میکانیزم له مخې له هایډروجن سره تعامل کوي. له هایډروجن سره د کلورینو مخلوطونه، چې له ۵,۸ څخه تر ۳, ۸۸ سلنې هایډروجن ولري، د وړانګو ورکولو پر مهال چوي او هایډروجن کلورایډ HCl جوړوي. له هایډروجن H_2 سره د کلورینو Cl_2 مخلوط

چې ټینګ نه وي، سوځي او لمبه یې بې رنګه وي، یا هم زېړ-زرغون رنګ لري . د هایډروجني-کلوریني لمبې د تودوخې لوړترینه درجه د س.ګ په شمېر ۲۲۰۰ ده:

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl.$$

دا عنصر له اکسیجن سره په تعامل کولو کې اکسایډونه جوړوي، چې دی پکې د اکسایډ جوړولو له ۱+ څخه تر ۷+ درجې ښیي . ډای کلورین مونوکسایډ **Cl_2O** ، کلورین ډای اکسایډ **ClO_2** ، ډای کلورین پینټاکسایډ **Cl_2O_5** ، ډای کلورین هیپټاکسایډ **Cl_2O_7** . دوی تېز بوی لري، له تودوخیز او فوتوکیمیایي پلوه پایدار نه دي، چاودنیزې تجزیې ته میل لري.

له فلورینو **F_2** سره د کلورینو **Cl_2** په تعامل کولو کې کلورایډ نه، بلکې فلورایډونه جوړیږي، لکه په دې لاندې بېلګو کې چې ښودل شوي:

$$Cl_2 + F_2 \rightarrow 2ClF,$$

$$Cl_2 + 3F_2 \rightarrow 2ClF_3,$$

$$Cl_2 + 5F_2 \rightarrow 2ClF_5.$$

نور خواص یې: کلورین برومین **Br_2** او ایوډین **I_2** له هایډروجن او فلزونو سره د دوی له مرکبونو څخه وباسي . لکه په دې لاندې بېلګو کې چې یې له هایډروجن برومایډ **HBr** څخه برومین **Br_2** او له سوډیم ایوډایډ **NaI** څخه ایوډین **I_2** ایستلي دي:

$$Cl_2 + 2HBr \rightarrow Br_2 + 2HCl$$

$$Cl_2 + 2NaI \rightarrow I_2 + 2NaCl$$

له کاربون مونوکسایډ **CO** سره یې په تعامل کې فوسجین **$COCl_2$** جوړیږي:

$$Cl_2 + CO \rightarrow COCl_2$$

کلورین Cl_2 په اوبو یا الکلیو کې د حلېدو پر مهال د **نامتناسبې ونډې تعامل (له خپل ځان سره تعامل)** (**Disproportionation**) کوي، هایپوکلوروس اسیډ **HClO** جوړوي؛ د تودوخې ورکولو پر مهال کلوریک اسیډ $HClO_3$ او د مالګې تېزاب **HCl** یا هم د دوی مالګې جوړوي:

$$Cl_2 + H_2O \rightleftarrows HCl + HClO$$

$$Cl_2 + 2NaOH \rightarrow NaCl + NaClO + H_2O$$

$$3Cl_2 + 6NaOH \rightarrow 5NaCl + NaClO_3 + 3H_2O$$

د وچ کلسیم هایډروکسایډ $Ca(OH)_2$ په کلوري کولو سره کلسیم ډای هایپوکلورایټ **Ca(Cl)OCl** لاس ته راځي:

$$Cl_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl(OCl) + H_2O$$

پر امونیا NH_3 باندې د کلورینو اچولو او اغېز کولو په پایله کې کېدای شي چې نایټروجن ترای کلورایډ NCl_3 لاس ته راشي:

$$4NH_3 + 3Cl_2 \rightarrow NCl_3 + 3NH_4Cl$$

د کلورینو اکسایډ جوړوونکي خواص: کلورین ډېر پیاوړي اکسایډ جوړوونکي دي. په دې معادله کې یې له هایډروجن سولفیډ H_2S سره تعامل ښودل شوی:

$$Cl_2 + H_2S \rightarrow 2HCl + S$$

د کلورینو محلول په اوبو کې د ټوکرانو او کاغذ د سپینولو لپاره کارېږي.

له عضوي توکیو سره یې تعاملونه. له مشبوعو مرکبونو سره:

$$CH_3\text{-}CH_3 + Cl_2 \rightarrow C_2H_5Cl + HCl$$

$$CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl$$ (د کلوروفورم **CHCl۳** تر لاسه کونه، **تعامل** یې په څو پاټکیو کې ترسره کیږي او کاربون تیتراکلوراید **CCl۴** جوړوي) . له نامشبوعو مرکبونو سره د متعددو اړیکو له پلوه یو ځای کیږي:

$$CH_2{=}CH_2 + Cl_2 \rightarrow Cl\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}Cl$$

ارو ماتیک مرکبونه د هایډروجن اتوم د کتالیستونو په شتون کې کلورین ته ورگوماري (د ساري په توگه د الومینیم کلوراید **AlCl۳** یا د وسپنې کلوراید **FeCl۳**) :

$$C_6H_6 + Cl_2 \rightarrow C_6H_5Cl + HCl$$

د لاس ته راوړلو کیمیایي مېتودونه یې

د کلورینو د لاس ته راوړلو کیمیایي مېتودونه کم اغېزه دي او ډېر لگښت غواړي . دا مېتودونه نن ورځ په ټوله کې تاریخي ارزښت لري.

د «شیله» مېتود : په لومړي سر کې د کلورینو د لاس ته راوړلو صنعتي لارې د «شیله» پر مېتود بنسټ درلود ، یانې چې له مالگې تېزابو **HCl** سره د پیرولوزیټ **MnO۲** د **تعامل** په پایله کې لاس ته راته:

$$MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 \uparrow + 2H_2O$$

د «دیکون» مېتود : انگلیسی کیمیاپوه-ټکنالوجي پوه «دیکون هنري» پر ۱۸۶۷ ز کال د هوا د اکسیجن په مرسته د هایډروجن کلوراید **HCl** د کتالیستي اکساید جوړونې پر مټ د کلورینو د لاس ته راوړلو مېتود طرحه کړ . د دیکون پروسه په اوسني وخت کې له هایډروجن کلوراید څخه د کلورینو د رااېستلو لپاره کاریږي، چې په صنعتي ډول د

عضوي مرکبونو کلورينولو (کلورين کولو) پر مهال د اضافي (پاتې شونيو) خو کاري توکيو په توګه وي.

$$4HCl + O_2 \rightarrow 2H_2O + 2Cl_2 \uparrow$$

الکتروکيميايي مېتودونه يې : نن ورځ کلورين له سوډيم هايډروکسايډ **NaOH** او هايډروجن سره يو ځای د خوارو مالګې (سوډيم کلورايډ **NaCl**) د محلول د الکتروليز کولو له لارې لاس ته راوړل کيږي، چې بنسټيز بهيرونه يې کېدای شي په دې لاندې مجموعي فورمول سره وښودل شي:

$$2NaCl + 2H_2O + 2e^- \rightarrow 2NaOH + Cl_2 \uparrow + H_2 \uparrow$$

د کلورينو د لاس ته راوړلو د الکتروکيميايي مېتود درې ځېلونه (وريانتونه) کاريږي. له دوی څخه يې ۲ له جامد کتود سره الکتروليز دی، يانې ديافراګمي او ممبراني مېتودونه، دريېم يې له اوبلن (مايع) سيمابي کتود سره الکتروليز دی، چې د توليد سيمابي مېتود په نامه هم ياديږي . په الکتروکيميايي مېتودونو سره د لاس ته راوړنکو کلورينو څرنګوالی (کيفيت) دومره ډېر توپير نه لري.

ديافراګمي مېتود : له الکتروکيميايي مېتودونو څخه يې د بهير د سازماني کولو او جوړښتيزو توکيو له پلوه د الکتروليز لپاره د کلورينو د لاس ته راوړلو تر ټولو ډېر ساده مېتود ديافراګمي مېتود دی.

ممبراني مېتود : د کلورينو د توليد ممبراني مېتود له انرژيکي پلوه تر ټولو ډېر اغېزمن دی، خو په جوړونه او کارونه کې پېچلی دی.

د الکتروکيميايي بهيرونو له ليدټکي څخه ممبراني مېتود ديافراګمي مېتود ته ورته دی، خو انودي او کتودي فضا په بشپړه توګه د انيونونو لپاره د کتيون د تبادلې په کلک

ممبران سره بېله شوې ده، ځکه خو په ممبراني الکتروليز کې له دیافراگمي الکتروليز څخه په توپیر کې يو نه، بلکې دوه بهیرونه دي.

سیمابي مېتود له اوبلن کتود سره : د کلورینو د لاس ته راوړلو د الکتروکیمیايي مېتودونو له شمېر څخه يې په سیمابي مېتود سره تر ټولو ډېر نږه کلورین لاس ته راځي.

د سیمابي الکتروليز سامان الات د الکتروليز لوښي، د امالگام تجزيه کونکی او سیمابي پمپ دی چې په خپل منځ کې د سیمابي اړيکو پر مټ سره تړل شوي دي.

په لابراتوار کې يې د لاس ته راوړلو مېتودونه: کلورینو ته د لاسرسي په پام کې لرلو سره، په لابراتواري پراکتیک کې زیاتره اوبلن کلورین، چې په بالونونو کې وي، کاریږي. په لابراتوار کې کلورین کېدای شي چې پر سوډيم هایپوکلوریټ **NaClO** د تېزابونو د اغېز پر مټ لاس ته راشي:

$$4NaOCl + 4CH_3COOH = 4NaCH_3COO + 2Cl_2\uparrow + O_2\uparrow + 2H_2O$$

په پایله کې اکسیجن هم ازادیږي. که چیرې د مالگې تېزاب وکاریږي، نو تعامل بل ډول ښکاري، چې معادله يې دا ده:

$$NaOCl + 2HCl = NaCl + Cl_2\uparrow + H_2O$$

د لږ کچې کلورینو لاس ته راوړلو لپاره زیاتره داسې بهیرونه کاریږي، چې له پیاوړیو اکسایډ جوړوونکیو سره د هایډروجن کلوراید **HCl** پر اکسایډ جوړولو بنسټ لري. لکه منگانیزډای اکسایډ **MnO_2** (پیرولوزیټ)، پوتاسیم پرمنگنات **$KMnO_4$**، د سرپو ډای اکسایډ **PbO_2**، پوتاسیم کلورات **$KClO_3$** او داسې نور. زیاتره منگانیز ډای اکسایډ یا پوتاسیم پرمنگنات کاریږي. د تعامل معادله يې دا ده:

$$2KMnO_4 + 16HCl \rightarrow 2KCl + 2MnCl_2 + 5Cl_2\uparrow + 8H_2O$$

د کلورینو ساتنه او خوندي کونه

تولیدېدونکي کلورین په ځانګړیو لوښیو یا هم په پولادي بالونونو کې تر لوړ فشار لاندې ساتل کیږي. هغه بالونونه چې اوبلن کلورین پکې ځای پر ځای وي، ځانګړی رنګ لري، دفاعي رنګ یې له زرغونې پټارې سره وي. اړینه ده وویل شي چې د کلورین لرونکیو بالونونو د اوږدمهاله کارونې پر مهال په دوی کې ډېر چاودېدونکي نایټروجن ترای کلوراید NCl_3 زېرمه کیږي. پر دې بنسټ د کلورینو دا بالونونه باید وخت ناوخته پرې مینځل شي او له نایټروجن ترای کلوراید څخه پاک کړای شي.

کارونه یې

کلورین د صنعت، پوهنې او کورني ژوند په بېلابېلو برخو کې کاریږي:

- د پولي وینیل کلوراید $(C_2H_3Cl)n$ ، پلاسټیکونو، ربړ جوړوونکي توکي : له دوی څخه د برېښنا مزیو لپاره پلاسټیکي-ربړي پوښ جوړیږي، د پلاسټیکي کړکیو په اډانه (چوکاټ) کې کاریږي، سورګوچ (سرغوچ)، پولي ایتیلین، سیلوفان، د بېلابېلو تولیدېدونکیو توکیو رانه پلاسټیکي پوښونو، کالیو او بوټونو، پلاستیکي یا لیلوني فرشونو، د غږ ثبتوونکیو ټیکلیو، سټیروفام (Styrofoam)، د ماشومانو د لوبو سامان، ودانیزو توکیو او نورو ډېرو په تولید کې کاریږي. پولي وینیل کلوراید د وینیل کلوراید $H_2C=CHCl$ پولیمیریزېشن ترسره کوي، چې نن ورځ ډېری مهال د کلورینو له مخې د واټنیز ډای کلورویتان (dichloroethane) د بیلانس شوي مېتود له لارې له ایتیلین څخه جوړیږي.
- د کلورینو سپینوونکي خواص له لرغونیو زمانو راهیسې انسانانو ته مالوم ول، که څه هم پخپله کلورین «سپینول» نه کوي، بلکې یو اتومه اکسیجن، چې د هایپوکلوروس اسید $HClO$ د تجزیې پر مهال جوړیږي $Cl_2 + H_2O \rightarrow HCl +$

$HClO \rightarrow 2HCl + O$ ، هغه يې سپينوي . د ټوکرانو، کاغذ، کارتني کاغذ د سپينولو دا مېتود ډېر پېږۍ کېږي چې کارېږي.

- د مضرو حشراتو، چې بوټي او کښتونه له منځه وړي، د وژونکيو اينسيکټيسيډ (insecticide) توکيو په جوړولو کې کارېږي. د بوټيو د ساتنې د وسيلو په تر لاسه کولو کې د توليد پړونکو کلورينو ډېره برخه لګېږي.
- د پوځي مسمومونکي توکي او نورو مسمومونکيو توکيو په توليد کې کارېږي، د داسې لکه د ايپريټ ګاز (سولفور موستاد $C_4H_8Cl_2S$) او فوسجين ګاز $COCl_2$.
- کلورين د اوبو د پاکولو لپاره کارېږي. تر ټولو ډېره نامتو لاره يې د څښاک اوبو د پاکولو لار ده؛ د څښاک اوبو د پاکولو او له ژونديو اورګانيزمونو څخه د سوتره کولو لپاره له کلورينو، کلورين ډای اکسايډ ClO_2 ، کلورامين NH_2Cl ، کلوريني پوډرو $Ca(Cl)OCl$ څخه کار اخيستل کېږي. په اوبو کې د ازاد کلورين د پرې ښودو کچه (اندازه، مقدار) په يو لېتر کې له ۳ , ۰ څخه تر ۵ , ۰ ميلي ګرامو ده. مانا دا چې تر دې بايد زيات نه وي. په روسيه کې ځينې پوهان او سياستوال د اوبو د کلورينولو (په کلورين سره پاکولو) نظريه باندې نيوکې کوي. ښايي چې د انسان د روغتيا لپاره به يې مضر ګڼي. د دې لپاره بلونج (بديل) د اوبو ازونول دي، ياني په ازون O_3 ګاز سره د اوبو پاکول دي. هغه کلورين لرونکي توکي چې د اوبو نلونه ترې جوړېږي، په نلونو کې له کلوريني شويو اوبو سره په بېلابېل ډول تعامل کوي. ازاد او نره کلورين د پولي ايتيلين پر بنسټ د اوبو د نلونو د کار او خدمت دوره ډېره لنډوي.
- کلورين په خوراکي صنعت کې د خوراکي زياتونې په توګه د (E۹۲۵) په شمېرې سره ثبت دی.

- کلورین د مالګې تېزابو HCl، کلسیم ډیپوکلورایټ $Ca(ClO)_2$، پوتاسیم کلورایټ $KClO_3$، د فلزونو کلورایډونو، زهرو، دارو درملو، او سرې په کیمیایي تولید کې کارېږي.
- په فلز ویلي کولو کې د نرو فلزونو لکه ټیټانیم **Ti** ، قلع **Sn** ، ټېنټالیم **Ta** او نیوبیم **Nb** د تولید لپاره کارېږي.

ډېرې پرمخ تللي هېوادونه هڅه کوي چې په کورني ژوند کې د کلورینو کارونه محدوده کړي، یو لامل یې دا دی چې د کلورین لرونکیو کثافاتو د سوځولو پر مهال د ډای اکسین (Dioxin) ډېره کچه زهري توکی جوړېږي.

زهریت یې

کلورین یو زهرجن ساه بندوونکی ګاز دی، سږو ته د ننوتو په صورت کې سوځول کوي، یانې د سږو ووبونه سوځوي او انسان خپک کوي. که چیرې د کلورینو کچه د هوا په یو مترمکعب کې ۲ میلي ګرامه وي نو تنفسي جهاز ژوبلوي.

په هوا کې د کلورینو د پرې نبودو وړ لوړترینه کچه په لاندې ډول ده: په یو شواروز کې په منځني شمېر په یو مترمکعب کې ۰,۰۳ میلي ګرامه ده. یوځلي لوړترینه کچه یې په یو مترمکعب کې ۰,۱ میلي ګرامه ده. د صنعتي موسسو په کاري خونو کې یې کچه په یو مترمکعب هوا کې ۱ میلي ګرام دی.

له کلورینو سره د تماس یا کار کولو پر مهال اړینه ده چې ځانګړې دفاعي درېشۍ واغوستل شي، د ګاز ضد ماسک واغوستل شي او ځانګړې لاسماغونه په لاسو شي. د تنفسي جهاز غړي کېدای شي چې د لنډمهال لپاره په ټوکر باندې په مول وهلو سره وساتل شي؛ د دې لپاره چې بدن ته ننه نه وزي خوله او پوزه یې له تنفس کولو څخه وساتل شي. د مول وهلو

توکر باید مخکې له مخکې د سوډیم سولفیټ Na_2SO_3 ، یا سوډیم تیوسولفاټ $Na_2S_2O_3$ په محلول لوند شي.

کلورین یو له هغو کیمیايي مسمومونکیو توکیو څخه وو چې د لومړۍ نړیوالې جګړې پر مهال د المان له خوا وکارېد . لومړی ځل پر ۱۹۱۵ ز کال د بلجیم د «ایپر» ښار په سیمه کې په جګړه کې وکارېد .

۱۸. ارګون

ارګون د کیمیايي عنصرونو د دوره يي جدول د درېیمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۱۸ او سېمبول یې **Ar** دی . د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Argon**)، په انګریزي کې (**Argon**) او په روسي ژبه کې (**Аргóн**) دی . ارګون تر نایټروجن او اکسیجن وروسته د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د خپرېدا له پلوه درېیم ځای لري او د حجم له پلوه یې **۰,۹۳** سلنه نیولې ده . دا یو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (۱-۳۷-۷۴۴۰) ده. دی یو غیرفعال، نجیبه، یو اتوم لرونکی، بې رنګه، بې خونده او بې بویه ګاز دی.

انځور: ارګون یو نجیبه، نافعال، بې رنګه، بې خونده او بې بویه ګاز دی

تاریخچه یې

د ارګون د کشف تاریخچه له **۱۷۸۵** ز کاله پیلیږي، کله چې انګلیسي فیزیکپوه او کیمیاپوه «هینري کاوینډیش» (۱۷۳۱-۱۸۱۰) د هوا ترکیب څېړه، پرېکړه وکړه مالومه کړي چې د هوا ټول نایټروجن اکسایډ جوړوي او که نه. د دېرو اونیو په بهیر کې ده له اکسیجن سره د هوا مخلوط په **U** ډوله نلونو کې تر برېښنایي اغېز لاندې راووست چې په پایله کې یې د نایټروجن قهوه یي رنګه اکسایډونه جوړېدل. همدغه اکسایډونه بیا څېړونکي په الکلي کې حلول. تر څه مهال وروسته د اکسایډونو جوړېدنه بنده شوه، خو د پاتې اکسیجن تر ترلو وروسته د ګاز یو کوشنوټی بوتلګی پاتې شو چې حجم یې د اکسیجن په شتون کې د برېښنایي بې چارجې تر اوږده اغېز لاندې نه کمېده. «کاوینډیش» په بوتلګي کې د پاتې ګاز حجم د هوا له لومړني حجم څخه ۱۲۰۱۱ وارزاوه. «کاوینډیش» ونه شو کړای

چې د ګاز د بوتلګي معما مالومه کړي، نو هغه وو چې خپله څېړنه يې ودروله، او ان د هغې پايلې يې هم چاپ نه کړې . ډېر کلونه وروسته انګليسي فيزيکپوه «جېمز کليرک ماکسويل» » (۱۸۳۱ - ۱۸۷۹) د «کاوينډيش» لابراتواري ناچاپه قلمي نسخې او يادښتونه راټول او چاپ کړل.

د ارګون راتلونکی کشف د برتانوي فيزيکپوه او ميخانيک «جان ويليام رېلی» (۱۸۴۲-۱۹۱۹) له نامه سره تړاو لري. ده څو کاله د ګازونو د کثافت څېړنې ته بېل کړل، په تېره بيا د نايټروجن څېړنې ته . مالومه شوه چې له هوا څخه يو ليتر لاس ته راغلی نايټروجن د «کيميايي» نايټروجن له يوه ليتر څخه ۱,۲ ميلي ګرامه دروند وو ، تر هغه نايټروجن چې د نايټروجن له کوم مرکب څخه د تجزيې په واسطه تر لاسه شوی وو ، د ساري په توګه له ډای نايټروجن مونوکسايډ N_2O ، نايټريک اکسايډ NO ، امونياNH_3 ، يوريا (کاربامېډ ($(NH_2)_2CO$) يا هم امونيم نايټراټ NH_4NO_3 څخه. (د لومړي نايټروجن وزن ۱,۲۵۲۱ او د دويم هغه ۱,۲۵۰۵ ګرامه وو . دا توپير دومره کوچنی هم نه وو چې د تجربې تېروتنه دې ګڼل شوې وای . له هرې سرچينې څخه به چې هر ځل نايټروجن لاس ته راوړل شو همدغه توپير به پکې تل تکرارېده.

«رېلی» د معما راسپړنه ونه شو کړای، نو يې پر ۱۸۹۲ ز کال د « **Nature**» يانې (طبېعت) مجله کې پوهانو ته خپل يو ليک چاپ کړ او هيله يې ترې وکړه چې دا فاکټ ورته تشريح کړي چې د نايټروجن د لاس ته راوړلو په هر ډول کې ده د کثافت بېلابېل قيمت او اندازه تر لاسه کوله . نوموړی ليک ډېرو پوهانو ولوست خو يوه يې هم ونه شو کړای چې د ده پوښتنې ته ځواب ووايي.

پر دې مهال نامتو شوي انګليسي کيمياپوه «ويليام رمزی» (۱۸۵۲-۱۹۱۶) هم چمتو ځواب نه درلود ، خو ده «رېلی» ته خپله همکاري وړانديز کړه . شهود «رمزی» دې ته وهڅاوه اټکل وکړي، چې د هوا له نايټروجن سره بل داسې نامالوم او تر ده درون ګاز ګډ دی . بل

سکاټلېنډي فيزيکپوه او کيمياپوه «جېمز ډيوار» (۱۸۴۲-۱۹۲۳) د «ريلی» پام د «کاوينډيش» زړو تجربو ته وروااړاوه، هغه چې تر دې مهاله چاپ شوې وې.

هر پوهاند په داسې حال چې غوښتل يې د هوا پټه ترکيبي برخه څانته مالومه کړي، خپله جلا لار غوره کړه. «ريلي» د «کاوينډيش» تجربه په لوی شوي مقياس او په لا لوی تخنيکي کچ سره تکرار کړه. ده يو ترانسفرمر (ترانسفورماتور) تر ۷۰۰۰ ولټه فشار لاندې له نايټروجنه په ډک کړای شوي لوښي کې کېښود چې ډېر برېښنايي بڅرکي يې ورکول. ځانګړي توربين په لوښي کې د الکلي محلول تندوبه (تيندکه، داره، فواره) جوړوله، د نايټروجن اکسايډ او د کاربون ډای اکسايډ ګډوله يې جذبوله. پاتې شوی ګاز «ريلي» وچ کړ او تر چيني نلکۍ يې داسې وايست چې د مسو تودوخه ورکړ شوې وړه شوې (پوډري بڼه) يې ورسره ګډه کړې وه. واړه شوي مسو د اکسيجن پاتې شوې برخه ځنډوله او له ځان سره يې تم کوله. دې تجربې څو ورځې دوام درلود.

«رمزي» له هغې طريقې څخه کار واخيست چې ده کشف کړې وه او هغه دا چې، تودوخه ورکړ شوي فلزي مګنيزيم کولای شوای نايټروجن جذب کړي او جامد مګنيزيم نايټرايډ Mg_3N_2 جوړ کړي. ده څو ليټره نايټروجن ډېر ځلي له هغې دستګاه څخه تېر کړ چې ده ترتيب کړې وه. تر لسو ورځو وروسته د ګاز د حجم کمېدنه ودرېده (نور نه کمېده) او په دې ډول ټول نايټروجن وتړل شو. هممهال له مسو سره په مرکب جوړولو هغه اکسيجن چې له نايټروجن سره ګډ وو، لري کړای شو. «رمزي» د دې طريقې په لومړۍ تجربې سره وکړای شول چې نږدې ۱۰۰ س. م. م نوی ګاز بېل کړي.

هغه وو چې په دې ډول نوی عنصر کشف شو. دا مالومه شوه چې دا نوی عنصر تر نايټروجن نږدې يونيم ګرايه دروند دی او د هوا ۰.۸۱۱ برخه جوړوي. «رمزی» د غړيزو معيارونو په مرسته دا مالومه کړه چې د نوي ګاز ماليکول له يوه اتومه جوړ دی، تر دې مهاله داسې ګازونه په پايښت لرونکي حالت سره نه وو موندل شوي. له دې څخه ډېره

ارزښتمنه پایله تر لاسه شوه، هغه دا لکه څنګه چې د نوي ګاز مالیکول یو اتومه دی نو ښکاره خبره ده چې دا ګاز یو پېچلی کیمیایي مرکب نه، بلکې یو ساده (نږه) توکی دی.

«رمزي» او «رېلي» له نورو کیمیایي فعالو توکیو سره د دې ګاز د تعامل کولو د وړتیا پر څېړنه ډېر وخت تېر کړ. خو لکه څنګه چې یې انتظار کېده، دې پایلې ته راغلل چې دا ګاز کورټ نافعال دی. دا زښته ډېره هېښنده پېښه وه، ځکه چې تر دې مهاله بل دومره ډېر غیرفعال توکی چا نه وو پېژندلی.

د نوي ګاز په څېړنه کې سپیکترالي شننې لوی رول ولوباوه. له هوا څخه د بېل شوي ګاز د داخلي ډګر نارنجي، شنې، او زرغونې لیکې، تر دې مهاله د نورو پېژندل شویو ګازونو له داخلي ډګرونو څخه ډېرې توپیرېدې. انګلیسي کیمیاپوه او فیزیکپوه «ویلیام کرووکس» (۱۸۳۲-۱۹۱۹) ، چې د هغه مهال یو له ډېرو نومیالیو سپیکتراسوکوپي پوهانو څخه وو، د دې ګاز په داخلي ډګر کې نږدې ۲۰۰ لیکې (کرښې) وموندې. هغه مهال د دې ګاز د سپیکترالي شننې د ودې کچ دا شونتیا برابره نه کړه مالومه شي، چې تر څېړنې او کتنې لاندې داخلي ډګر د یو او که د څو عنصرونو داخلي ډګر دی. څو کاله وروسته دا مالومه شوه چې «رمزي» او «رېلي» په خپلو لاسونو کې یو نااشنا نه، بلکې څو نافعال ګازونه لرل.

د ۱۸۹۴ ز کال د اګسټ پر ۷ په اکسفورد کې، د برتانوي فیزیکپوهانو، کیمیاپوهانو او د طبېعي پوهنو د څانګپوهانو د ټولنې په غونډه کې د نوي عنصر د کشف په اړه خبر ورکړ شو او دا عنصر د «ارګون» په نامه ونومول شو. «رېلي» په خپل رپوټ کې دا پخلی وکړ چې د هوا په هر مترمکعب کې نږدې ۱۵ ګرامه (۱,۲۸۸ سلنه) د ارګون ګاز شتون لري. دا فاکټ زښت ډېر غیر احتمالي وو چې د پوهانو څو پښتونو (نسلونو) ونه شو کولای د هوا دا ترکیبي برخه ووینې او مالومه یې کړي، هغه هم د بشپړې سلنې په کچې سره! د بېلابېلو هېوادو د طبېعي پوهنو لسګونو پوهانو د «رمزي» او «رېلي» تجربې وڅارلې او کنترول یې کړې. په دې کې کوم شک پاتې نه شو، او ثبوت شوه چې د هوا په ترکیب کې د ارګون ګاز شتون لري.

لس کاله وروسته پر ۱۹۰۴ زېږدي کال « جان ویلیام رېلي» ته د تر ټولو ډېرو خپرو شویو ګازونو د کثافتونو د څېړنې په خاطر د فیزیک په څانګه کې د نوبل ډالۍ ورکړ شوه او « ویلیام رمزي» ته په اتموسفیر کې د بېلابېلو نافعالو ګازونو د کشف په خاطر د کیمیا په څانګه کې د نوبل ډالۍ ورکړ شوه.

د نامه ریښه یې

ډاکتر «مېډن»، چې د هغې غونډې مشر وو چې د نوي عنصر د کشف خبر پکې ورکړ شوی وو، د «رېلي» او «رمزي» نوي کشف کړي عنصر ته د «ارګون» نوم ورکړ، چې د لرغونې یوناني ژبې له (ἀργός) څخه اخیستل شوی چې د «لټ، سست» او نافعال مانا لري. دا نوم د همدغه عنصر تر ټولو ډېر مهم خاصیت په ګوته کوي، چې هغه د ده کیمیایي غیر فعالوالی دی.

په کایناتو کې د ارګون خپرېدنه

په نړېواله ماده کې د ارګون کچه د کتلې له پلوه تخمینن۰٫۰۲ سلنه دی.

ارګون له (نیون **Ne**) سره په ځینو ستوریو او ستوریو ترمنځ غبارونو کې شتون لري. په ټوله کې په تشیال (کیهان) کې د ارګون کچه د کلسیم **Ca** ، فاسفورس **P** او کلورینو **Cl_2** تر کچو ډېر دی، په داسې حال کې چې په ځمکه کې یې حالت معکوس دی.

د ځمکې په پاسني قشر کې

ارګون تر نایټروجن **N_2** او اکسیجن **O_2** وروسته په هوا کې د کچې (مقدار) له پلوه دریم ځای لري. د ځمکې په اتموسفیر کې د ده منځنۍ کچه د حجم له پلوه ۰٫۹۳۴ سلنه او د کتلې له پلوه ۱٫۲۸۸ سلنه ده. په اتموسفیر کې د ده زېرمې ۱۰۱۴۰۴ ټنه دي. دا عنصر د ځمکې په اتموسفیر کې تر ټولو ډېر خپور شوی نافعال ګاز دی. د هوا په ۱ مترمکعب کې

يې اندازه ۳۴,۹ ليتره ده. د پرتلې لپاره بايد ووايو چې په همدومره حجم هوا کې ۲,۱۸ سانتي مترمکعب نيون Ne، ۲ ,۵ س. م. م هيليم He، ۱,۱ س. م. م کريپټون Kr ، او ۰,۰۹ س. م. م کسينون Xe شتون لري.

په ليتوسفير کې د ارگون کچه د کتلې له پلوه ۴-۱۰-۲ سلنه ده. د سمندر د اوبو په هر ليتر کې ۰,۳ س. م. م ارگون حل شوی، په خوږو (ځنباک وړ) اوبو کې يې اندازه له ۵,۵-۱۰-۵ څخه تر ۹,۷-۱۰-۵ سلنې ده. په نړيوال سمندر کې د ارگون اندازه ۷,۵-۱۰۱۱ ټنه او د ځمکې د قشر په هغو برخو کې چې د اورشيندو غرونو له توکو څخه جوړ شوی، ۱۲,۵-۱۰۱۱ ټنه ده.

د ارگون مالومونه او ټاکنه

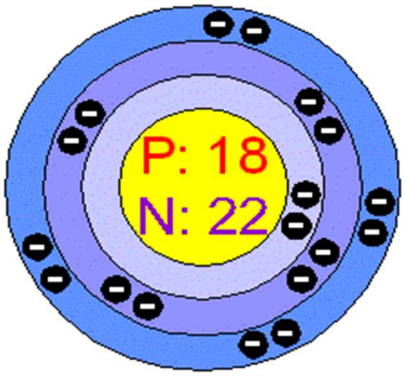
په کيفي ډول ارگون د (emission spectrum) شننې پر مټ کشفيږي او د ده بنسټيزې خاصيتي کرښې (ليکې) مالوميږي چې ۸۰ , ۴۳۴ او ۵۳ , ۸۱۱ نانومتره دي. په کمي مالومونه کې يې له ده سره مله گازونه لکه اکسيجن O_2 ، نايټروجن N_2 ، هايډروجن H_2 او کاربون ډای اکسايډ CO_2، له داسې ځانگړيو کاشفو توکيو سره تړاو مومي لکه له کلسيم Ca ، مسو Cu ، منگانيز (II) اکسايډ MnO او سوډيم هايډروکسايډ NaOH سره، يا هم د جذبوونکيو پر مټ بېليږي، لکه د عضوي او غيرعضوي سولفاټو د اوبو د محلولونو پر مټ. له نورو نافعالو گازونو څخه يې بېلونه د فعال کاربون پر مټ په بېلابېلې سطحي جذبونې سره ترسره کيږي. د تجزيې داسې مېتودونه يې کاريږي چې پر بېلابېلو فيزيکي خواصو بنسټ لري، لکه کثافت، د تودوخې تېرولو وړتيا او داسې نور. د بېلولو لپاره يې همدا راز د ماس سپيکترومتري (Mass spectrometry) او کروماتوگرافي شننې مېتودونه هم کاريږي.

د ارگون اتوم

د ارگون د اتوم هسته له ۱۸ پروتونونو او ۲۲نیوترونونو جوړه ده . د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۱۸ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۳ انرژیکي سویې لري، په بله وینا د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۳ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸ ، او په درېیمه انرژیکي سویه کې یې هم ۸ الکترونونه سره وېشل شوي دي . د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۴۰ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د ارگون اتومي کتله ۳۹,۹۴۸ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[Ne]\ 3s^2\ 3p^6$ سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې ۷۱ پ. م دی.



انځور: د ارگون د اتوم جوړښت

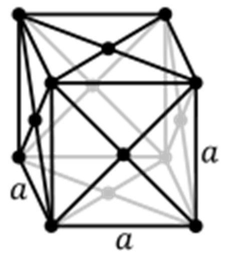
فیزیکي خواص یې

- د ارگون کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې ۱,۷۸٤۰۱۰^-۳^ گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې په درجه کې یې کثافت په یو س. م. م. کې ۱,۴۰ گرامه دی .
- د ویلي کېدو درجه یې د س. گ په شمېر منفي ۱۸۹, ۳۵- ده. (د ک په شمېر ۸۳,۸ ده).
- د اېشېدو درجه یې د س. گ په شمېر منفي ۱۸۵, ۸۵- ده. (د ک په شمېر ۸۷,۳ ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې ۷,۰۵ کالوري\کیلوگرام کیلوجوله\موله دی.
- د براس تودوالی یې ۶,۴۵ کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې ۲۰,۷۹ جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې ۲۴,۲ س. م. م\موله دی.

ارگون یو اتومه گاز دی چې د اېشېدو درجه یې د اکسیجن تر هغې لږ ټیټه او د نایتروجن تر هغې لږ لوړه ده. په ۱۰۰ میلي لیتره اوبو کې، چې تودوخه یې ۲۰ س. گ درجې وي ۳,۳ میلي لیتره ارگون حلیږي. دا گاز په اوبو کې د حلېدو په پرتله په ځینو عضوي حل کوونکیو کې ډېر ښه حلیږي.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د ارگون د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې ۵,۲۲۰ انگسترومه دي.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې ۸۵ کیلوینه ده.



انځور: د ارګون د بلوري جالۍ جوړښت **مکعبي محوري** سېستم لري

کیمیايي خواص يې

- د ارګون کووالینسي نیم قطر **۱۰۶** پ. م دی.
- د ایون نیمايي قطر يې **۱۵۴** پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې **۴,۳** پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک يې صفر ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجه يې صفر ده.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي **۱۵۱۹,۲** کیلوجوله\موله ده . یا په بل شمېر (**۱۵,۷۶**) الکترون ولټه ده.

تر اوسه د ارګون یوازې دوه کیمیايي مرکبونه پېژندل شوي چې یو يې ارګون فلوروهایډرېډ **HArF** او بل يې **CU(Ar)O** دی ، چې د تودوخې په ډېرو ټیټو درجو کې شتون لري. سربېره پر دې ، ارګون ایکسیمیري (**Excimer**) مالیکولونه جوړوي، یانې داسې مالیکولونه چې الکتروني متهیج حالت يې پایدار او بنسټیز حالت يې ناپایدار دی . داسې بنسټ شته وویل شي چې د سیمابو او ارګون **Hg —— Ar** ډېر بې پایښته مرکب، چې په بې چارجۍ کې جوړېږي، یو اصلي کیمیايي (والینسي) مرکب دی. کېدای شي چې له فلورینو **F_2** او اکسیجن **O_2** سره به د ارګون نور ظرفیتي (والینسي) مرکبونه هم لاس ته راشي او همدا مرکبونه هم باید ډېر بې پایښته وي. د ساري په توګه د ارګون او کلورینو د

مخلوط په برېښنايي تحريکوالي يا هيجاني توب کې شونې ده چې د ګازي فاز تعامل ترسره شي او **ArCl** جوړ کړي. همدا راز له ډېرو هغو توکيو، چې د ماليکولونو ترمنځ يې هايډروجني اړيکي فعاليت کوي (لکه اوبه H_2O ، فينول C_6H_5OH ، هايډروکينون $C_6H_6O_2$ ، او نور) سره کلاټراټي (**inclusion compounds**) مرکبونه جوړوي. په دغو مرکبونو کې د ارګون اتوم لکه د «مېلمه» په توګه په بلوري جالۍ کې د «کوربه» توکي له ماليکولونو څخه جوړه شوې تشه کې شتون لري.

د **CU(Ar)O** مرکب د يورانيمو **U** ، کاربون **C** او اکسيجن O_2 له يو ځای کېدو څخه **CUO** تر لاسه شوی دی. د داسې اړيکو لرونکيو مرکبونو لکه ارګون **Ar** - سيليکون **Si** او ارګون **Ar** - کاربون **C** شتون احتمال لري: **FArSiF۳** او **FArCCH** .

ايزوټوپونه يې

د ارګون نجيبه ګاز ۲۴ ايزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې يې له ۳۰ څخه پيل او پر ۵۳ پای ته رسيږي او يو يې هسته يي ايزومير ^{32m}Ar پېژندل شوی دی. له دې شمېر څخه يې يوازې ۳ ايزوټوپونه پايښت لرونکي دي چې د ځمکې په اتموسفير کې موندل کيږي. له دريو پايښت لرونکيو ايزوټوپونو څخه يې يو د ^{36}Ar ايزوټوپ دی چې ډېروالی يې ۰,۳۳۷ سلنه دی. دويم يې د ^{38}Ar ايزوټوپ دی چې ډېروالی يې ۰,۰۶۳ سلنه دی، او درېيم يې د ^{40}Ar ايزوټوپ دی چې په ځمکه کې يې ډېروالی ۹۹,۶ سلنه دی . له نورو راديواکتيفي ايزوټوپونو څخه يې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي يو د ^{39}Ar ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۲۶۹ کاله دی. بل يې د ^{42}Ar ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۳۲,۹ کاله دی. بل يې هم د ^{37}Ar ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۳۵,۰۴ ورځې دی. د نورو ټولو راديواکتيفي ايزوټوپونو نيمايي عمر يې تر ۲ ساعتونو لنډ دی، د ډېری نيمايي عمر يې تر يوې دقيقې هم لنډ دی.

لاس ته راوړل یې

په صنعت کې په اکسیجن او نایټروجن باندې د هوا د وېش په پایله کې ارګون د نیمه پوسې (نیمه تفالې) توکي په توګه لاس ته راځي. ارګون د س. ګ په منفي **۱۸۵,۹**- (د کیلوین په شمېر ۸۸) درجو کې له ګاز حالت څخه په اوبلن حالت بدلیږي، د تودوخې په منفي۱۸۹,۴- س. ګ (۸۳ کیلوین) درجو کې بلوري کیږي (بلورونه جوړوي).

له دې لامله چې د ارګون د ایشېدو ۸۸ کیلوینه، او د اکسیجن د ایشېدو ۹۰ کیلوین درجې سره نږدې دي، د (**Rectification**) تقطیرولو په طریقې سره د دغو برخو وېش ستونزمن دی. ارګون یو بېګانه ګډونتوکی دی او یوازې هغه تخنیکي اکسیجن ته د یوې برخې په توګه ورګډېدای شي چې سوچه والی یې **۹۲** سلنه وي.

کارونه یې

ارګون په لاندینیو ځانګو کې کاریږي:

- په ارګوني لایزرونو کې؛
- په برېښنایي سره کېدونکیو ګروپونو کې او د غبرګو ښیښنو تر منځ تشځې ترې ډکیږي؛
- د ولډینګ کارۍ پر مهال د دفاعي ساحې په توګه کاریږي، (د فلزونو او نا فلزونو).
- د ولډینګولو او پرې کولو پر مهال په (**plasma torch**) کې د پلاسما جوړونکي په توګه کاریږي؛
- په خوراکتوکیو صنعت کې د غذایي زیاتونې په توګه په دې شمېره **E۹۳۸** ثبت شوی دی؛
- د اوروژنې (اطفایې) په بالونونو کې د ګاز توکي په توګه کاریږي؛

- په طب کې د عملیاتو پر مهال د هوا د پاکولو او د عملیاتېدونکي ناروغ د غوڅېدونکیو ځایونو د پاکولو لپاره کارېږي، ځکه چې ارګون نږدې هیڅ کیمیایي مرکبونه نه جوړوي؛
- د مریخ-۵۰۰ ازمایښت د اتموسفیر د ترکیبي برخې په توګه، مریخ ته د سفر پر مهال د تشیال بېړۍ په دننه کې د اکسیجن د کچې د کموالي په موخه د دې لپاره کارېږي، چې د اور بلېدو د خطر مخنیوی وشي؛
- له دې لامله چې ارګون ډېر لږ تودوخه تېروونکی دی، نو تر اوبو لاندې لمبا «ډایوینګ» د وچو ربړي وزمه درېشیو په ډکولو کې ترې کار اخیستل کیږي، خو ځینې نیمګړتیاوې هم لري او هغه د دې ګاز قیمتي ده؛
- په کیمیایي سینتېز کې، د نافعال اتموسفیر د جوړولو لپاره، په هوا کې له بې پایښته مرکبونو سره د کارکولو پر مهال کارېږي.

۱۹. پوتاسیم

پوتاسیم د کیمیایي عنصرونو د دوره يي جدول د څلورمې دورې لومړی عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۱۹ او سېمبول یې K دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Kalium**)، په انګرېزي کې (**Potassium**) او په روسي ژبه کې (**Ка́лий**) دی. دا یو ساده توکی دی او د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (۷-۰۹-۷۴۴۰) ده. پوتاسیم یو نرم الکلي، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی.

دا عنصر په طبیعت کې یوازې له نورو عنصرونو سره په مرکبونو کې موندل کیږي، د ساري په توګه په سمندري اوبو کې او په ډېرو مینرالونو کې. له هوا سره ډېر ژر اکسایډ جوړوي او په ډېرې اسانۍ په کیمیايي تعاملونو کې ګډون کوي، په تېره بیا له اوبو سره او الکلي جوړوي. د ډېرو اړخونو له پلوه د پوتاسیم کیمیايي خواص د سوډیم هغو ته ډېر

نږدې دي، خو د بیولوجیکي دندې او د ژوندیو اورګانیزمونو له خوا د ده د کارونې له لید ټکي څخه دوی په خپل منځ کې توپیر لري.

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

تاریخچه او د نامه ریښه یې

پوتاسیم (که کره ووایو د ده مرکبونه) له لرغونیو زمانو راهیسې کارېده. د «پوتاشه» (پوتاسیم کاربونات K_2CO_3) تولید، چې د مینځونکې مادې په توګه کارېده، په ۱۱ ز پېړۍ کې شتون درلود. هغه ایره چې د پرورې یا لرګیو د سوځېدو په پایله کې جوړېږي، له اوبو سره یې ګډوله، او لاس ته راغلی محلول یې تر چڼلو وروسته بړاساوه (بړاس ورکاوه). وچ پاتې شوي توکي پر پوتاسیم کاربونات سربېره پوتاسیم سولفات K_2SO_4 ، سوډا او پوتاسیم کلورایډ KCl هم درلودل.

د ۱۸۰۷ ز کال د نوامبر پر ۱۹ انګلیسي کیمیاپوه «همفري ډېوي» په یوه لکچر کې خبر ورکړ، چې د ویلي شوي تند او تېز پوتاسیم هایډروکسایډ KOH د الکترولیزولو پر مټ

يې پوتاسيم بېل کړی دی. «ډېوي» د لکچر په قلمي نسخه کې دا ونبوده چې ده د ۱۸۰۷ ز کال د اکتوبر پر ۶ پوتاسيم کشف کړی او هغه يې د «پوتاسيم» په نامه ونوماوه. د لاتيني ژبې (potasium)، چې په ځينو ژبو کې په دوه يا ډبل (ss) سره ليکل کيږي، تر اوسه په انګرېزي، پرانسي، اسپانيايي، پورتګالي او پولېنډي ژبو کې کاريږي. پر ۱۸۰۹ ز کال «ل. و. هيلبرت» د دې عنصر لپاره د «کالي» نوم، چې (د لاتيني ژبې له (kalium) او د عربي ژبې له القالي-پوتاش) څخه اخيستل شوی وو، وړانديز کړ. دا نوم په الماني ژبه کې دود شو او له هغې څخه بيا د شمالي او ختيځې اروپا ډېری ژبو ته ولېږدېد، چې له هغوی څخه يوه هم روسي ژبه وه او همدا نوم د همدې عنصر لپاره د **K** سېمبول په ټاکنه کې هم بريالی شو.

په طبيعت کې د پوتاسيم شتون

پوتاسيم په طبيعت کې په خپلواک يا نره ډول نه موندل کيږي. دا عنصر د ميکا مينرالونو، سپاټ، او داسې نورو په ترکيب کې شتون لري. پوتاسيم همدا راز د سيلويټ **KCl**، سيلوينيټ **KCl•NaCl**، کارناليټ **KCl•MgCl₂•6H₂O**، کاينيټ **KCl•MgSO₄•6H₂O** مينرالونو په ترکيب کې شتون لري. همدا راز د ځينو بوټيو په ايره کې د کاربوناټ K_2CO_3 (پوتاش) په بڼه شتون لري. پوتاسيم د ټولو ژوندينکو په ترکيب کې ګډون لري. د ځمکې په پاسني کلک قشر کې يې کلارک ۴,۲ سلنه دی (د خپرېدا له پلوه ۵ فلز او ۷ عنصر دی). د سمندري او سمندرګيو اوبو په يو ليتر کې يې کچه ۳۸۰ ميلي ګرامه ده.

کانونه يې: د پوتاسيم تر ټولو لوی کانونه د کاناډا، روسيې او بيلاروسيې په خاورو کې شتون لري.

لاس ته راوړل يې

پوتاسيم لکه د نورو الکلي فلزونو په څېر د ويلي شويو کلورايډونو يا الکلي فلزونو د الکتروليز له لارې لاس ته راځي. لکه څنګه چې د کلورايډونو د ويلي کېدو د تودوخې درجه لوړه ده (د س. ګ په شمېر له ۲۰۰ څخه ۲۵۰ درجو ده) نو ډېرې مهال يې د ويلي شويو الکلي فلزونو الکتروليز داسې ترسره کيږي چې دوی ته تر ۱۲ سلنې پورې سوډا يا پوتاش وراضافه کوي. د ويلي شويو کلورايډونو د الکتروليزولو پر مهال په کتود باندې ويلي شوی پوتاسيم او په انود باندې کلورين راټوليږي:

$$K^+ + e^- \rightarrow K$$

$$2Cl^- \rightarrow Cl_2$$

د الکلي فلزونو د الکتروليزولو پر مهال په کتود باندې همدا راز ويلي شوی پوتاسيم او په انود باندې اکسيجن O_2 راټوليږي چې معادله يې په لاندې ډول ده:

$$4OH^- \rightarrow 2H_2O + O_2$$

له ويلي شوي څخه اوبه ژر براسيږي. د دې لپاره چې پوتاسيم له کلورينو Cl_2 يا اکسيجن O_2 سره تعامل ونه کړي، کتود له مسو څخه جوړيږي او له پاسه پرې مسي استوانه اېښودل کيږي. جوړ شوی پوتاسيم په ويلي شوي ډول په استوانه کې راټوليږي. انود هم د استونې په بڼه جوړيږي، خو له نيکلو څخه (د الکلي فلزنو له الکتروليز کولو څخه) يا هم له ګرافيټو څخه (د کلورايډونو له الکتروليز کولو څخه).

د پوتاسيم د ترموکيميايي (تودوخه ورکولو له لارې) سوچه کولو مېتود لوی صنعتي ارزښت لري، چې معادله يې په لاندې ډول وړاندې کيږي. په دې بېلګه کې يې د سوډيم **Na** او پوتاسيم هايډروکسايډ **KOH** تعامل ښودل شوی چې په پايله کې پر سوډيم هايډروکسايډ **NaOH** سربېره سوچه شوی پوتاسيم **K** لاس ته راغلی دی:

$$Na + KOH \xrightarrow[N_2]{380-450^oC} NaOH + K$$

د کلسیم کاربیډ **CaC۲**، الومینیم، یا سیلیکون په واسطه له ویلي شوي پوتاسیم کلورایډ **KCl** څخه هم راایستل کیږي او سوچه کیږي.

ایزوټوپونه یې

د پوتاسیم الکلي فلز ټول **۲۵** ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له **۳۲** (^{32}**K**) څخه پیل او پر **۵۶** (^{56}**K**) پای ته رسیږي. طبیعي پوتاسیم له دریو ایزوټوپونو جوړ دی چې دوه یې پاینبت لرونکي دي. له دوه پاینبت لرونکیو څخه یې یو د ^{39}**K** ایزوټوپ دی چې ډېروالی (ایزوټوپي خپرېدنه) یې **۹۳,۳** سلنه دی. دویم یې د ^{41}**K** ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې ۲,۷ سلنه دی. دریم ایزوټوپ یې چې پاینبت لرونکی نه دی او رادیواکتیفي دی، ډېروالی یې ۰,۰۱۲ سلنه دی. دا یو ښتا فعال ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۰۹۰۱,۲۵۱ کاله دی. د طبیعي پوتاسیم په هر ګرام کې په یوه ثانیه کې په منځني شمېر د ^{40}**K** ایزوتوپ ۳۲ هستې تجزیه کیږي، چې له برکته یې د ساري په توګه د یو انسان په بدن کې، چې وزن یې ۷۰ کیلوګرامه وي، په هره ثانیه کې نږدې ۴۰۰۰ رادیواکتیفي تجزیې کیږي . ځکه خو په کورني ژوند کې د پوتاسیم هغه مرکبونه، چې لاسرسی ورته ډېر دی لکه پوتاش (پوتاسیم کاربونات **K۲CO۳**)، پوتاسیم کلورایډ **KCl**، پوتاسیم نایټرات **KNO۳** او داسې نور) کېدای شي چې د کورنیو ډوزمترونو (مېچګرو) د کنترول لپاره د ازماینېتي رادیواکتیفي سرچینو په توګه وکاریږي . د پوتاسیم-۴۰ ایزوټوپ له یورانیمو**U** او توریم **Th** سره یو ځای د تر ځمکې لاندې تودوخیزې انرجۍ (جیوترمال انرجۍ) یوه له بنسټیزو سرچینو څخه ده. د دغې انرجۍ د راوتو بشپړه چټکتیا له ۴۰ څخه ۴۴ واټه ارزول کیږي. په هغو مینرالونو کې چې پوتاسیم په خپل ترکیب کې لري، ورو ورو د ارګون-۴۰ ایزوټوپ زېرمه کیږي چې د پوتاسیم-۴۰ ایزوټوپ د تجزیې له محصول څخه دی او دا شونتیا برابروي چې د غرنیو ډبرینو او نورو ځایونو عمر مالوم کړي . د

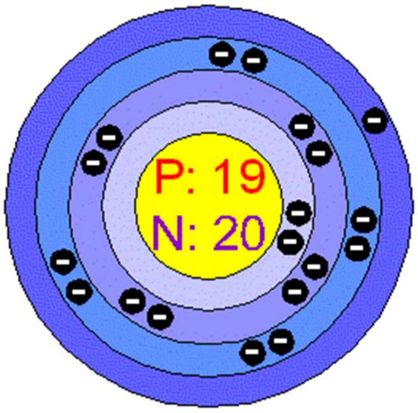
پوتاسيمي-ارگوني نېټه ښودنې مېتود د اتومي ځمکنېټه ليک (جيوکرونولوجۍ) يو له بنسټيزو مېتودونو څخه دی. د نورو ټولو ايزوټوپونو نيمايي عمر يې تر يوې ورځې دی، د ډېری هغو نيمايي عمر يې تر يوې دقيقې هم لنډ دی.

د پوتاسيم اتوم

د پوتاسيم د اتوم هسته له **۱۹** پروتونونو او **۲۰** نيوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې **۱۹** الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم **۴** انرژيکي سوېې لري، په بله وينا د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره **۴** ده. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې **۲**، په دويمه کې يې **۸**، په دربيمه کې يې هم **۸**، او په څلورمه 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) **۳۹** دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د پوتاسيم اتومي کتله **۳۹,۰۹۸۳** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول **[Ar] ۴s۱** سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې **۲۳۵** پ. م دی.



انځور: د پوتاسیم د اتوم جوړښت

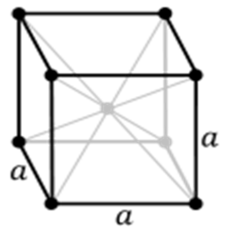
فیزیکي خواص یې

- د پوتاسیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۰,۸۵۶** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۶۳,۵** ده. (د ک په شمېر **۳۳۶,۷** ده).
- د ایشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۷۵۹** ده. (د ک په شمېر **۱۰۳۲** ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۲,۳۳** کیلوجوله\موله دی.
- د براس تودوالی یې **۷۶,۹** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۹,۶** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې **۴۵,۳** س. م. م\موله دی.

پوتاسیم سپینو زرو ته ورته رنگ لرونکی توکی دی او ځانگړې ځلا لري. ډېر سپک دی او په اسانۍ ویلي کیږي. په پرتلیزه توگه په سیمابو کې ښه حلیږي او امالگام جوړوي. که چیري پوتاسیم او د ده مرکبونه د اشتهوپ لمبې ته ونیول شي نو لمبې ته گلابي-چونیا رنگ ورکوي.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د پوتاسيم د بلوري جالۍ جوړښت **مکعبي منځډک** سېستم لري.
- **د جالۍ** پارامترونه يې **۵,۳۳۲** انګسترومه دی.
- **د** ډيباي د تودوخې درجه يې ۱۰۰ کيلوينه ده.



انځور: د پوتاسيم د بلوري جالۍ جوړښت **مکعبي منځډک** سېستم لري

کيميايي خواص يې

- د پوتاسيم کووالينسي نيمايي قطر ۲۰۳ پ. م دی.
- د ايون نيم قطر يې ۱۳۳ پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې ۰,۸۲ پاولينګه دی.
- الکترودي ځواک يې ۲,۹۲– ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجه يې ۱ ده.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې **۴۱۸,۵** کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمېر (۳۴,۴) الکترون ولټه ده.

عادي او نره پوتاسيم لکه د نورو الکلي فلزونو په څېر عادي فلزي خواص ښيي، له کيميايي پلوه ډېر فعال دی او پياوړی سوچه کوونکی دی. که چيرې اوږده موده له

اتموسفیر سره په تماس کې پاتې شي، نو کولای شي چې په بشپړه توګه مات او خراب شي . له اوبو سره د تعامل پر مهال چوي . د دې لپاره چې له هوا او اوبو سره تماس ونه کړي، اړینه ده چې په پیترولو، خاورو تېلو یا سیلیکون غوړیو کې وساتل شي . له سوډیم **Na** ، تالیم **Ti** ، قلع **Sn** ، سرپو **Pb** ، بیسموټو **Bi** سره په تعامل کولو کې د انټرمیټالیک ګډوله فلزونه جوړوي.

انځور: پوتاسیم له اوبو سره فعال تعامل کوي . ازادېدونکی هایډروجن پخپله اور اخلي او د پوتاسیم ایونونه لمبې ته چونېایي رنګ ورکوي . د فینول فتالېین $C_{20}H_{14}O_4$ محلول په اوبو کې ځیګري ته ورته ډک سور رنګ خپلوي او د الکلي تعامل ښیي چې پوتاسیم هایډروکسایډ **KOH** جوړوي.

له ساده توکیو سره یې تعاملونه: پوتاسیم د کوټې د هوا د تودوخې په درجه کې د هوا له اکسیجن، او هالوجیني عنصرونو سره تعامل کوي؛ له لیتیم او سوډیم څخه په توپیر کې له نایټروجن سره تعامل نه کوي . د منځنۍ (معتدلې) تودوخې ورکولو پر مهال له هایډروجن H_2 سره تعامل کوي او پوتاسیم هایډرېډ **KH** جوړوي. (د تودوخې په ۲۰۰-۳۵۰ س. ګ درجو کې):

$$2K + H_2 \longrightarrow 2KH$$

له کالکوجيني عنصرونو سره د تودوخې په ۱۰۰ - ۲۰۰ س. گ درجو کې تعامل کوي:

$$2K + E \longrightarrow K_2E$$

پوتاسيم په هوا کې په سوځېدو سره پوتاسيم سوپراکسايډ KO_2 جوړوي چې پوتاسيم پراکسايډ K_2O_2 هم ورسره ګډ وي. د تعامل معادله يې په لاندې ډول ښودل کيږي:

$$K + O_2 \longrightarrow KO_2$$

په غير فعال اتموسفير کې له فاسفورس سره په تعامل کولو کې داسې فاسفيډ جوړوي چې زرغون رنگ لري (د تودوخې په ۲۰۰ س. گ درجو کې):

$$3K + P \longrightarrow K_3P$$

له پېچليو توکيو سره يې تعاملونه: پوتاسيم د کوټې د هوا د تودوخې په درجو کې له اوبو او تېزابونو سره فعال تعامل کوي، د تودوخې په منفي **۵۰**- درجو کې په اوبلنه امونيا NH_3 کې حليږي او ټينگ شين رنگ لرونکی محلول جوړوي:

$$2K + 2H_2O \longrightarrow 2KOH + H_2 \uparrow$$

$$2K + 2HCl \longrightarrow 2KCl + H_2 \uparrow$$

$$K + 6NH_3 \longrightarrow [K(NH_3)]_6$$

پوتاسيم نری (رقيق) سولفوريک اسيډ H_2SO_4 او نايټريک اسيډ (HNO_3) په ژوره توگه بشپړوي او خپل حالت ته يې راولي:

$$8K + 6H_2SO_4 \longrightarrow 4K_2SO_4 + SO_2 \uparrow + S \downarrow + 6H_2O$$

$$21K + 26HNO_3 \longrightarrow 21KNO_3 + NO\uparrow + N_2O\uparrow + N_2\uparrow + 13H_2O$$

له الکلي عنصرونو سره يو ځای د پوتاسيم د ويلي کولو پر مهال دی د هايډروکسي گروپ هايډروجن راجلا کوي او سوچه کوي يې . په دې لاندې بېلگه کې يې له پوتاسيم هايډروکسايډ **KOH** سره تعامل ښودل شوی:

$$2K + 2KOH \longrightarrow 2K_2O + H_2\uparrow\ (450^{\circ}C)$$

په معتدلې تودوخې ورکولو سره له گازي امونيا **NH۳** سره تعامل کوي او پوتاسيم امايډ **KNH۲** جوړوي (د تودوخې په **۶۵**-**۱۰۵** س. گ درجو کې):

$$2K + 2NH_3 \longrightarrow 2KNH_2 + H_2$$

فلزي پوتاسيم له الکولونو سره تعامل کوي او الکوکسايډونه جوړوي. د سارې په توگه په دې لاندې بېلگه کې يې له ايتانول **C۲H۵OH** (چې يو الکول دی) سره تعامل کړی او پوتاسيم ايتاکسايډ **C۲H۵KO** يې جوړ کړی دی:

$$2K + 2C_2H_5OH \longrightarrow 2C_2H_5OK + H_2\uparrow$$

د الکلي فلزونو الکوکسايډونه (په دې پېښه کې پوتاسيم ايتانواټ (**CH۳CO۲K**)) ډېر پياوړي بنسټونه دي او په عضوي سينتېز کې په پراخه پيمانه کارېږي.

له اکسيجن سره د پوتاسيم مرکبونه: د هوا له اکسيجن **O۲** سره د پوتاسيم **K** په تعامل کې پوتاسيم اکسايډ نه، بلکې پوتاسيم پراکسايډ **K۲O۲** او پوتاسيم سوپراکسايډ **KO۲** جوړيږي، چې د تعامل معادله يې دا ده:

$$K + O_2 \longrightarrow KO_2$$

د پوتاسیم اکسایډ کېدای شي په دې ډول لاس ته راشي، چې دې فلز ته په داسې چاپیریال کې تر ۱۸۰ س . گ درجو تودوخه ورکړ شي چې ډېر لږ اکسیجن ولري، یا هم له فلزي پوتاسیم سره د پوتاسیم سوپراکسایډ KO_2 مخلوط ته تودوخه ورکړ شي:

$$KO_2 + 3K \longrightarrow 2K_2O$$

د پوتاسیم اکسایډونه روښانه جوت بنسټیز خواص لري، له اوبو H_2O، تېزابونو او تېزابي اکسایډونو سره ډېر چټک توپاني تعامل کوي. دوی عملي اهمیت نه لري. پراکسایډونه یې زېړ بخون سپین پوډرونه دي چې په اوبو کې ښه حلیږي، الکلي او هایډروجن پراکسایډ H_2O_2 جوړوي:

$$K_2O_2 + 2H_2O \longrightarrow 2KOH + H_2O_2$$

$$4KO_2 + 2H_2O \longrightarrow 4KOH + 3O_2 \uparrow$$

$$4KO_2 + 2CO_2 \longrightarrow 2K_2CO_3 + 3O_2 \uparrow$$

دا خاصیت یې، چې کاربون ډای اکسایډ CO_2 په اکسیجن بدلوي، د گاز په ځینو ماسکونو او په اوبتلونو کې کاریږي. د پوتاسیم سوپراکسایډ KO_2 او سوډیم پراکسایډ Na_2O_2 برابر مولي لرونکی (**Equimolar**) مخلوط د جذبوونکي په توگه کاریږي. که چیرې په مخلوط کې برخه وال توکي برابره مولي کتله ونه لري، نو د سوډیم پراکسایډ د زیاتوالي په صورت کې گاز د بېلېدو په پرتله ډېر جذبیږي. د دوه حجمه کاربون ډای اکسایډ CO_2 د جذبولو پر مهال یو حجم اکسیجن O_2 بېلیږي، او فشار په بنده فضا کې کمیږي، خو د پوتاسیم سوپراکسایډ د پرېمانۍ په حالت کې (د دوه حجمه کاربون ډای اکسایډ د جذبولو پر مهال درې حجمه اکسیجن بېلیږي) د جذبېدو په پرتله ډېر گاز بیلیږي او فشار هم لوړیږي.

د برابر مولي لرونکي مخلوط ($Na_2O_2:K_2O_4$ = ۱:۱) په حالت کې به جذبېدونکی او بېلېدونکی ګاز سره برابر وي (د څلورو حجمونو کاربون ډای اکسایډ CO_2 د جذبېدو پر مهال څلور حجمه اکسیجن O_2 بېلیږي).

پراکسایډونه پیاوړي اکساېډ جوړوونکي دي، څکه خو دوی په نساجۍ صنعت کې د ټوکرانو د سپینولو لپاره کاریږي.

په هوا کې فلزونو ته د تودوخې ورکولو او سور کولو پر مهال پراکسایډونه لاس ته راځي چې له کاربون ډای اکسایډ څخه ازادیږي.

همدا راز د پوتاسیم ازونایډ KO_3 هم پېژندل شوی چې نارنجي-سور رنګ لري. د پوتاسیم هایډروکسایډ KOH له ازون O_3 سره یو ځای کیږي، داسې چې د تودوخې درجه یې د س. ګ په شمېر تر ۲۰ زیاته نه وي او د تعامل په پایله کې یې پوتاسیم ازونیډ KO_3 جوړیږي:

$$4KOH + 4O_3 \longrightarrow 4KO_3 + O_2 + 2H_2O$$

پوتاسیم ازونایډ KO_3 ډېر پیاوړی اکسایډ جوړووکی دی، د ساري په توګه د تودوخې په ۵۰ س. ګ درجو کې له سولفور S سره اکسایډ جوړوي او تر پوتاسیم سولفاټ K_2SO_4 او پوتاسیم ډای سولفاټ $K_2S_2O_7$ پورې یې رسوي:

$$6KO_3 + 5S \longrightarrow K_2SO_4 + 2K_2S_2O_7$$

د پوتاسیم هایډروکسایډ: د پوتاسیم هایډروکسایډ (یا تېز پوتاسیم) یو سپین، جامد، غیر رانه، ډېر هایګروسکوپي (له هوا څخه د اوبو براس جذبوونکي) بلورونه دي چې د تودوخې په ۳۶۰ س. ګ درجو کې ویلي کیږي. د پوتاسیم هایډروکسایډ په الکلي عنصرونو پورې اړه لري. دی په اوبو کې ډېر ښه حلیږي او ډېره تودوخه ازادوي. په اوبو کې د تېز پوتاسیم حلېدنه داسې ده چې په ۱۰۰ ګرامو اوبو کې، چې تودوخه یې ۲۰ س. ګ درجې وي، ۱۱۲ ګرامه تېز پوتاسیم حلیږي.

کارونه يې

• د کوټې د هوا د تودوخې په درجه کې د پوټاسيم او سوډيم اوبلن ګډوله توکی په پټو او تړليو سېستمونو کې، لکه د چټکو نيوترونونو په اټومي دستګاوو کې د تودوخې تېروونکي په توګه کارېږي. سربېره پر دې له روبيډيم **Rb** او سيزيم **Cs** سره يې يو ځای ويلي شوی اوبلن ګډوله فلز په پراخه پيمانه کارېږي. د ۱۲ سلنې سوډيم، ۴۷ سلنې پوتاسيم او ۴۱ سلنې سيزيم ګډوله فلز د ويلې کېدو زښته ډېر ټيټه ريکارډي درجه لري، چې منفي ۷۸- س. ګ درجې ده.

• د پوتاسيم مرکبونه يو ډېر ارزښتناک بيوجينيک عنصر دی، ځکه خو د سرې په توګه کارېږي. پوتاسيم پر نايټروجن او فاسفورس سربېره يو له هغو ډېرو بنسټيزو عنصرونو څخه دی چې د بوټيو د ودې لپاره اړين دی. له نايټروجن او فاسفورس څخه په توپير کې پوتاسيم يو بنسټيز حجره يي (سلولي) کاتيون دی. که چيرې په بوټيو کې پوتاسيم لږ وي، نو د دوی ژوندينکې عادي حالت له لاسه ورکوي او خرابيږي، په تېره بيا هغه ځايونه چې فوتوسينتېز پکې ترسره کيږي. دا حالت د بوټي په ښکاره بڼه کې داسې څرګنديږي چې پاڼې يې ژېړيږي، ورو ورو وچيږي او له منځه ځي. که چيرې بوټي ته پوتاسيمي سره ورکړ شي، نو د بوټي د (**Vegetative mass**) کتله ډېريږي، حاصلات يې ډېريږي او د مضرو حشراتو په وړاندې يې مقاومت پياوړی کيږي.

• د پوتاسيم مالګې په الکتروپلاټينګ (**Electroplating**) تخنيک کې په پراخه پيمانه کارېږي، له لوړې بيې سره سره يې دوی د سوډيم له دا ډول مالګو څخه زياتره ډېرې حلېدونکې وي، ځکه خو د برېښنايي بهير په لوړ کثافت کې د الکتروليټونو کار په چټکۍ سمبالوي.

د ارزښتناکو مرکبونو کارېدنه يې

• د پوتاسيم برومايډ KBr مرکب په طب کې او د عصبي سېستم د ارامۍ لپاره د درمل په توگه کارېږي.

• د پوتاسيم هايډروکسايډ KOH مرکب (تېز پوتاسيم) په الکلي بېټريو کې او د گازونو د وچولو لپاره کارېږي.

• د پوتاسيم کاربونات (K_2CO_3) (پوتاش) د سرې په توگه کارېږي، همدا راز د ښيښې د اېشولو (جوړولو) او د مرغانو لپاره د اضافي خوراکتوکي په توگه کارېږي.

• د پوتاسيم کلورايډ KCl (سيلويټ، «د پوتاسيم مالگه») د سرې په توگه کارېږي.

• د پوتاسيم نايټرات KNO_3 يو ډول سره، او د تورو باروتو يوه ترکيبي برخه ده.

• د پوتاسيم پرکلورات $KClO_4$ او پوتاسيم کلورات $KClO_3$ د اورلگيتو، د توغنديو د باروتو، رڼا کوونکيو (رسام) گوليو، چاودېدونکيو توکيو په جوړولو او الکتروپلاټينگ (Electroplating) په توليد کې کارېږي.

• د پوتاسيم ډای کرومات $K_2Cr_2O_7$، چې پياوړی اکسايډ جوړوونکی دی، د «کروميک مخلوط» د جوړولو لپاره، د کيميايي لوښيو د مينځلو، پوستکيو پخولو (څرمن پخولو) لپاره کارېږي. همدا راز د اسيټيلين C_2H_2 په کارخانو کې هم کار ترې اخيستل کېږي.

• د پوتاسيم پرمنگنات $KMnO_4$ يو پياوړی اکسايډ جوړوونکی دی، په طب کې د عفوني ضد درمل په توگه کارېږي، او په لابراتوار کې د اکسيجن د لاس ته راوړلو لپاره کارېږي.

• د پوتاسيم سوډيم تارترات $KNaC_4H_4O_6 \cdot 4H_2O$ د (piezoelectrics) په توگه کارېږي.

• د مونوپوتاسیم فاسفاټ KH_2PO_4، او ډای ډیټیروفاسفاټ پوتاسیم KD_2PO_4 د مونو بلورونو (کریستالونو) په توګه په لایزري تخنیک کې کارېږي.

• د پوتاسیم پراکسایډ K_2O_2 او پوتاسیم سوپر اکسایډ KO_2 په اوبتلونو (تحت البحریو) کې د هوا د پاکولو، په ګاز ضد ماسکونو کې د کاربون ډای اکسایډ د جذبولو او اکسیجن ازادولو لپاره کارېږي.

• د پوتاسیم فلوروبوراټ KBF_4 د پولادو او رنګه فلزونو د لېمولو (لېم کولو) لپاره یو ارزښتناک توکی دی.

• د پوتاسیم سیانیډ KCN په الکتروپلاټینګ (د سپینو او سرو زرو اوبو ورکولو) تخنیک کې، د سرو زور په راایستنه او د پولادو د پاسنۍ برخې د مشبوع کولو پروسه (**Carbonitriding**) کې کارېږي.

• پوتاسیم له پوتاسیم پراکسایډ K_2O_2 سره یو ځای په هایډروجن او اکسیجن باندې د اوبو په ترموکیمیایي (تودوخیز) وېش یا تجزیه کې کارېږي.

• پوتاسیم سولفاټ K_2SO_4 د سرې په توګه کارېږي.

انځور: د پوتاسیم پرمنګناټ $KMnO_4$ مرکب بلورونه په بنده ښیښه یي لوله کې، په طب کې د عفوني ضد درمل په توګه کارېږي

۲۰. کلسیم

کلسیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د څلورمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۲۰ او سېمبول یې **Ca** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Calcium**)، په انګرېزي کې (**Calcium**) او په روسي ژبه کې (**Ка́льций**) دی. دا یو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اي اېس (**CAS**) شمېره یې (۲-۷۰-۷۴۴۰) ده. کلسیم یو نرم، کیمیایي فعال الکلي خاورین فلز دی چې سپینو زرو ته ورته رنګ لري.

انځور: کلسیم یو نرم، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی الکلي خاورین فلز دی

تاریخچه او د نامه ریښه یې

د کلسیم نوم د لاتیني ژبې له (**calx**، **calcis**) څخه اخیستل شوی چې د «چونې»، «نرمې ډبرې» مانا لري. دا نوم پر ۱۸۰۸ ز کال د انګلیسي کیمیاپوه «همفري ډېوي» له خوا وړاندیز شوی وو. ده فلزي کلسیم د توکیو په الکترولیزي مېتود سره بېل کړی وو. «ډېوي» لوند کلسیم هایډروکسایډ **Ca(OH)۲** او د سیمابو اکسایډ **HgO** مخلوط د پلاتینو **Pt** په هواره تهڼه، چې انود وو، الکترولیز کړ. کتود یې د پلاتینو سیم وو، چې په اوبلنو (مایع) سیمابو کې ډوب کړای شوی وو. د الکترولیز په پایله کې د کلسیم امالګام لاس ته راغی.

«ډېوي» له هغه څخه سیماب لري کړل او داسې یو فلز یې لاس ته راوړ چې د کلسیم په نامه ونو مول شو.

د کلسیم مرکبونه یانې د چونې (اهک) ډبرې، د مرمر ډبرې، د ګچ ډبرې (همدا راز کلسیم اکسایډ (CaO) او د چونې ډبرې تر سوځولو (اور ورکولو) وروسته پاتې توکي) ان څو زره کاله پخوا لا په ودانیزو چارو کې کارېدلې. کیمیاپوهانو تر ۱۸ پېړۍ کلسیم اکسایډ CaO یو عادي توکی باله. پر ۱۷۸۹ ز کال د اوسنۍ کیمیا بنسټ اېښودونکي پرانسي کیمیاپوه «انتوان لاورینټ دې لاوېزیر» داسې اټکل وکړ چې کلسیم اکسایډ CaO، مګنیزیم اکسایډ MgO، باریټ $BaSO_4$، الومینیم اکسایډ Al_2O_3، او سیلیکون ډای اکسایډ SiO_2 پېچلي توکي دي.

په طبېعت کې د کلسیم شتون

له دې لامله چې کلسیم ډېر فعال عنصر دی، نو په طبېعت کې په خپلواک یا نرۍ ډول نه موندل کیږي. د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د دې عنصر کچه د کتلې له پلوه ۳۸,۳ سلنه ده، چې تر اکسیجن، سیلیکون، الومینیم، او وسپنې وروسته د خپرېدا د ډېروالي له پلوه پېنځم ځای لري. د سمندري اوبو په یوه لیتر کې یې کچه ۴۰۰ میلي ګرامه ده.

په غرنیو ډبرو او مینرالونو کې: د کلسیم ډېره برخه په سیلیکاټونو او د الومینوسیلیکاټونو د بېلابېلو توکیو لکه ګرانیټو، ګنېیسونو، په تېره بیا فلیډسپاټونو ($KAlSi_3O_8$ – $NaAlSi_3O_8$-$CaAl_2Si_2O_8$) کې شتون لري.

د کلسیم مرکبونه په رسوبي بڼه د تباشیر او اهاکو ډبرې په ډول شتون لري چې په ټوله کې د کلسیټ ($CaCO_3$) له مینرال څخه جوړ دي. د کلسیم بلوري بڼه د مرمر ډبرې ده چې په طبېعت کې لږ موندل کیږي.

د دې عنصر دې ډول مینرالونو هم خورا ډېره پراختیا موندلې لکه کلسیټ $CaCO_3$ ، انهیډریټ $CaSO_4$ ، الاباسټر $CaSO_4 \cdot 0.5H_2O$ او د گچ یا چونې ډېره $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ ، فلوریټ CaF_2 ، اپاټیټ ($Ca_5(PO_4)_3(F,Cl,OH$) ، دولومیټ $MgCO_3 \cdot CaCO_3$. په طبیعي اوبو کې د کلسیم او مگنیزیم شتون د اوبو کلکوالی ښیي.

کلسیم په داسې حال کې چې د ځمکې په پاسني کلک قشر کې ځای پر ځای شوی او په بېلابېلو جیوکیمیایي سیستمونو کې زېرمه شوی، ۳۸۵ مینرالونه جوړوي چې د مینرالونو د شمېر له پلوه یې ځلورم ځای نیولی دی.

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې: د کلسیم په طبیعي ځای پر ځای کېدنه کې «کاربوناټي انډول» لوی رول لوبوي او دا له اوبو سره د کلسیم کاربوناټ $CaCO_3$ له ببرته راستنېدونکي تعامل سره اړه لري، چې حلېدونکی کلسیم بي کاربوناټ (کلسیم هایډروکاربوناټ) $Ca(HCO_3)_2$ جوړوي او د تعامل معادله یې په لاندې ډول ده:

$$CaCO_3 + H_2O + CO_2 \rightleftarrows Ca(HCO_3)_2 \rightleftarrows Ca^{2+} + 2HCO_3^-$$

(د کاربون ډای اکسایډ CO_2 د ټینگوالي په پام کې نیولو سره انډول کیڼې یا ښۍ خواته لېږدېدل کیږي).

ایزوټوپونه یې

کلسیم په ټوله کې ۲۴ ایزوټوپونه لري چې د کتلو شمېرې یې له ۳۴ څخه پیل او پر ۵۷ پای ته رسیږي. له دې شمېر څخه یې یوازې ۵ ایزوټوپونه پایښت لرونکي دي او هغه ^{40}Ca ، ^{42}Ca ، ^{43}Ca ، ^{44}Ca ، ^{46}Ca ایزوټوپونه دي. همدا راز یو بل ^{48}Ca د دومره اوږده عمر لرونکی ایزوټوپ لري چې د ټولو عملي موخو لپاره کېدای شي پایښت لرونکی وگڼل شي. د کلسیم-۴۰ ایزوټوپ یې تر ټولو ډېر خپور شوی دی چې ډېروالی یې ۹۶,۹۷ سلنه دی. دا عنصر همدا راز کیهاني منشا لرونکی (کوسموجینیک) ایزوټوپ هم لري او هغه د

کلسیم-۴۱ رادیواکتیفي ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۰۲۰۰۰ کاله دی. خو له کیهاني منشا لرونکیو ایزوټوپونو څخه په توپیر کې کلسیم-۴۱ ایزوټوپ د کلسیم-۴۰ ایزوټوپ د نیوتروني فعالیت پر مټ جوړیږي.

له رادیواکتیفي مصنوعي ایزوټوپونو څخه یې تر ټولو ډېر پایدار د کلسیم-۴۵ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۲۳ ورځې دی. د نورو ټولو ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر ۱۲۳ ورځو لنډ دی، د ډېری هغو نیمایي عمر یې تر یوې دقیقې هم لنډ دی.

په بیوسفیر کې

د کلسیم مرکبونه په ټولو انساني او حیواني ووبونو کې شتون لري. د ژوندیو اورگانیزمونو په ترکیب کې ډېر کلسیم شتون لري. د ساري په توگه هایډروکسي لاپاټیټ $Ca_5(PO_4)_3OH$، یا په بل ثبت کې $3Ca_3(PO_4)_2\cdot Ca(OH)_2$ د شمزۍ لرونکیو ژویو د هډوکیو د ووبونو (نسجونو) بنسټ دی، چې له هغه شمېر څخه انسان هم دی. له کلسیم کاربوناټ $CaCO_3$ څخه د ډېری بې شمزۍ ژویو صدفونه، کاسې، د هگیو پوټکي او داسې نور جوړ دي. د انسان او ژویو په ژوندیو ووبونو کې د کتلې له پلوه ۲-۱,۴ سلنه کلسیم شتون لري. د یو انسان، چې وزن یې ۷۰ کیلوگرامه وي، په بدن کې ۷,۱ کیلوگرامه کلسیم شتون لري. دا عنصر په ټوله کې د بدن د هډوکیو د ژوندینکو ترمنځ توکي په ترکیب کې وي.

لاس ته راوړل یې

د فلزي کلسیم لاس ته راوړل د ویلي شوي کلسیم کلورایډ $CaCl_2$ (چې له ۷۵ څخه تر ۸۰ سلنه وي) او پوتاسیم کلورایډ KCl، یا د ویلي شوي کلسیم کلورایډ $CaCl_2$ او کلسیم فلورایډ CaF_2 له الکترولیز کولو څخه، همدا راز د تودوخې په ۱۱۷۰-۱۲۰۰ س.گ درجو کې د کلسیم اکسایډ CaO د الومینوترمیک چاڼ پر مټ لاس ته راځي:

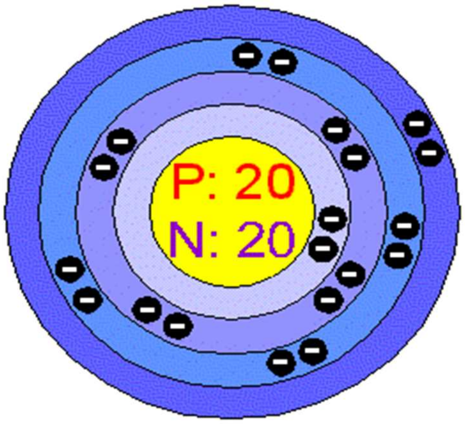
$$4CaO + 2Al \rightarrow CaAl_2O_4 + 3Ca$$

د کلسیم اتوم

د کلسیم د اتوم هسته له ۲۰ پروتونونو او ۲۰ نیوترونونو جوړه ده . د اتوم د هستې په شاوخوا ډګر کې یې ۲۰ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي . د دې عنصر اتوم ۴ انرژیکي سوېې لري. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې هم ۸ ، او په څلورمه 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) ۴۰ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د کلسیم اتومي کتله ۴۰٫۰۷۸ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $4s^2$ [Ar] سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې ۱۹۷ پ. م دی.



انځور: د کلسیم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د کلسیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۱,۵۵** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر ۸۴۲ ده. (د ک په شمېر **۱۱۱۵** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر ۱۴۸۴ ده. (د ک په شمېر **۱۷۵۷** ده).
- د ویلي کېدوتودوالی یې **۹,۲۰** کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې **۱۵۳,۶** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۵,۹** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې **۲۹,۹** س. م. م\موله دی.

د کلسیم فلز په دوو الوتروپي ډولونو کې شتون لري. الفا- کلسیم **α-Ca** د تودوخې تر **۴۴۳** س. گ درجو پورې پایښت لرونکی او د جالۍ جوړښت یې مکعبي محوري سېستم لري. پارامترونه یې **۰,۵۵۸ = a** نانومتره دي. د بېتا-کلسیم **β-Ca** د جالۍ جوړښت یې مکعبي منځډک سېستم لري، لکه د الفا وسپنې **α-Fe** (پارامترونه یې **۰,۴۴۸ = a** نانومتره دي). له الفا څخه بېتا ته **β ← α** یې د ستاندارتې انتالپي (په ثابت فشار کې د تودوخیز سېستم مقدار) تېرېدنه ۹۳,۰ کیلوجوله\موله ده.

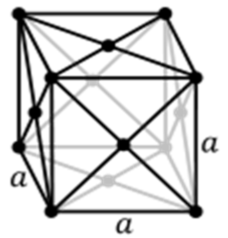
د فشار د ورو ورو لوړولو پر مهال د برېښنا نیم تېروونکي خاصیت پیدا کوي، خو د دې کلمې په ټولې مانا سره د برېښنا نیم تېروونکی کیږي نه (په دې حالت کې فلز هم نه وي). د فشار د نورې لوړتیا پر مهال فلزي حالت ته راستنیږي او د برېښنا د ډېر تېروونکي خاصیت ښیي (د برېښنا د ډېر تېروونکي وړتیا یې تر سیمابو **۲** گرایه زیاته ده او د برېښنا تېرولو د وړتیا له پلوه تر نورو ټولو عنصرونو مخکې کیږي). د کلسیم دا کمپېښنه چلند سترونتیم **Sr** ته ورته دی، یانې په دوره یي جدول کې موازیات ساتل کیږي.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د کلسيم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري.

- د جالۍ پارامترونه يې ۵,۵۸۰ انګسترومه دی.

- د ډيبای د تودوخې درجه يې ۲۳۰ کيلوينه ده.



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

کيميايي خواص يې

- د کلسيم کووالينسي (کووالينټ) نيم قطر ۱۷۴ پ. م دی.

- د ايون نيم قطر يې (۲e+) ۹۹ پ. م دی.

- الکتروني منفيت يې ۱,۰۰ پاولينګه دی.

- الکترودي څواک يې منفي ۲,۷۲- ولټه دی.

- د اکسايډ جوړولو (اکسيډېشن) درجه يې ۲ ده.

- د لومړي الکترون د ايون جوړولو (ايونيزېشن) انرژي يې ۴ , ۵۸۹ کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمېر (۲,۱۱) الکترون ولټه ده.

کلسیم یو الکلي خاورین فلز دی. د ده کیمیایي فعالیت ډېر دی، خو تر ده د درنو الکلي خاورینو فلزونو تر کیمیایي فعالیته لږ دی. دا فلز له اکسیجن، کاربون ډای اکسایډ او د هوا له لوندوالي سره په اسانۍ تعامل کوي، ځکه خو د ده پاسنۍ سطحه زیاتره تته خړېخونه وي، نو له دې لامله په لابراتوار کې زیاتره په کلک خولپټي مرتبان کې په خاورو تېلو یا اوبلن پارافین کې پټ ساتل کېږي.

د ستاندارتو ځواکونو (پوتنسیالونو) په لیکه کې کلسیم د هایډروجن کیڼ لور ته ځای پر ځای دی. د جوړې الکترودي ستاندارتي ځواک یې **Ca۲+/Ca۰ −۲٫۸۴** ولټه دی، له اوبو **H۲O** سره په فعاله توگه تعامل کوي، خو اور نه اخلي، د تعامل معادله یې دا ده:

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

کلسیم له داسې فعالو نافلزونو لکه اکسیجن **O۲**، کلورین **Cl۲**، برومین **Br۲** سره په عادي شرایطو کې تعامل کوي:

$$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO,$$

$$Ca + Br_2 \rightarrow CaBr_2.$$

په هوا یا اکسیجن کې د تودوخې ورکولو پر مهال کلسیم په خپل سر اور اخلي او د پخې خښتې په سره رنگ او نارنجي بخونې لمبې سره سوځي. له لږ فعالو نافلزونو لکه هایډروجن **H۲**، بورون **B**، کاربون **C**، سیلیکون **Si**، نایټروجن **N۲**، فاسفورس **P** او نورو سره د تودوخې ورکولو پر مهال تعامل کوي، د ساري په توگه:

$$Ca + H_2 \rightarrow CaH_2,$$

$$Ca + 6B \rightarrow CaB_6,$$

$$3Ca + N_2 \rightarrow Ca_3N_2,$$

$$Ca + 2C \rightarrow CaC_2,$$

$$6Ca + P_4 \rightarrow 2Ca_3P_2.$$

$$2Ca + Si \rightarrow Ca_2Si.$$

په دې تعاملونو کې پر تر لاسه کېدونکیو کلسیم فاسفیډ Ca_3P_2 او کلسیم سیلیسایډ Ca_2Si سربېره ، همدا راز د کلسیم فاسفیډونو دا ترکیبونه لکه CaP او CaP_5 او د کلسیم سیلیسایډونو دا CaSi، Ca_3Si_4 او دا $CaSi_2$ ترکیبونه هم پېژندل شوي دي.

له قاعدې سره سم د پاس یادو شویو تعاملونو د ترسره کېدو پر مهال ډېره تودوخه ازادېږي . له نافلزونو سره په ټولو مرکبونو کې د کلسیم د اکسایډ جوړولو درجه مثبت دوه ۲ + ده. له نافلزونو سره د کلسیم ډېری مرکبونه د اوبو پر مټ په اسانۍ تجزیه کیږي، د ساري په توګه :

$$CaH_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2 \uparrow,$$

$$Ca_3N_2 + 6H_2O \rightarrow 3Ca(OH)_2 + 2NH_3 \uparrow .$$

د کلسیم ایون Ca^{2+} بې رنګه دی. که چیرې د کلسیم د حلېدونکیو مالګو لمبې ته کلسیم ورننږدې کړو نو لمبه به د پخې خښتې سور رنګ خپل کړي.

د کلسیم داسې مالګې لکه کلسیم کلورایډ $CaCl_2$، کلسیم برومایډ $CaBr_2$، کلسیم ایوډایډ CaI_2، او کلسیم نایټرایټ $Ca(NO_3)_2$ په اوبو کې ښې حلیږي. د کلسیم دا مالګې لکه کلسیم فلورایډ CaF_2، کلسیم کاربونایټ $CaCO_3$، کلسیم سولفایټ $CaSO_4$، ترای کلسیم فاسفایټ $Ca_3(PO_4)_2$ ، کلسیم اکسالایټ CaC_2O_4 او ځینې نورې په اوبو کې نه حلیږي.

دا حالت ډېر ارزښت لري چې له کلسیم کاربوناټ $CaCO_3$ څخه په توپیر کې د کلسیم تریو کاربوناټ (هایډروکاربوناټ) $Ca(HCO_3)_2$ په اوبو کې د حلېدو وړ دی. دا په طبیعت کې لاندینۍ پروسې رامنځته کوي. کله چې د باران یا سیند سړې اوبه، چې په کاربون ډای اکسایډ مشبوع شوې وي، تر ځمکې لاندې ننوزي او د ګچ (اهک) ډبرو ته ورسیږي، نو هغوی حلیږي او په هماغو ځایونو کې په کلسیم هایډروکاربوناټ باندې مشبوع شوې اوبه د ځمکې سر ته راوزي، د لمر په وړانګو تودیږي او په دې ډول راګرزېدونکی (راستنېدونکی) تعامل ترسره کیږي:

$$CaCO_3 + CO_2 + H_2O \rightleftarrows Ca(HCO_3)_2.$$

کارونه یې

د فلزي کلسیم تر ټولو مهمه کارونه د فلزونو په تېره بیا د داسې لکه نیکل، مسو او زنګ نه وهونکیو پولادو په لاسته راوړلو کې ده. همدا راز کلسیم او د ده هایډریډونه د په ستونزې سره بشپړېدونکیو فلزونو لکه کرومیم **Cr** ، توریم **Th** ، او یورانیم **U** په لاس ته راوړلو کې کاریږي. له سرپو سره د کلسیم ګډوله فلز د ښېټریو په جوړولو او د ببرینګ جوړولو په ګډوله فلزونو کې کاریږي. نږه فلزي کلسیم په میټالوترمي کې د کمپښنه خاورینو عنصرونو د لاس ته راوړلو لپاره هم کاریږي.

د کلسیم-۴۸ ایزوټوپ د ډېرو درنو عنصرونو د تولید لپاره یو له ډېرو اغېزمنو او کارېدونکیو توکیو څخه او د مندلیف جدول د نویو عنصرونو د کشف لپاره مهم توکی دی . دا له دې سره تړاو لري چې کلسیم-۴۸ دوه ځلي کوډګره (جادوګره) هسته ده، ځکه خو د ده مقاومت ده ته دا شونتیا ورکوي چې د سپکې هستې لپاره ډېر نیوتروني واوسي؛ د ډېرو درنو هستو د سینتېزولو پر مهال د نیوترونونو پرېماني اړینه ده.

۲۱. سکانډیم

سکانډیم د کیمیايي عنصرونو د دوره يي جدول د څلورمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۲۱ او سېمبول یې **Sc** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Scandium**)، په انګرېزي کې (**Scandium**) او په روسي ژبه کې (**Скáндий**) دی. دا یو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (**AS**) شمېره یې (۲-۲۰-۷۴۴۰) ده. سکانډیم یو سپک فلز دی چې سپينو زرو ته ورته رنګ او زېړه څلا یا پړک لري.

انځور: سکانډیم لږ نرم، سپک، کمپېښنه خاورین فلز دی چې سپينو زرو ته ورته رنګ او زېړ پړک لري

تاریخچه یې

سکانډیم د نامتو روسي کیمیاپوه «دمیتري ایوانوویچ مېنډېلېېف» (مندلیف) په هغه لیکنه کې چې د ۱۸۷۰ ز کال د ډیسمبر پر ۱۱ (د زاړه کلیز له مخې د نوامبر پر ۲۹) یې لیکلې

وه، وړاندویل شوی وو، خو عنصر سویډني کیمیاپوه «لارس فریدریک نیلسن» (۱۸۴۰-۱۸۹۹) پر ۱۸۷۹ ز کال کشف کړ. «نیلسن» دا عنصر د سکاندیناویا په ویاړ ونوماوه.

په طبیعت کې د سکانډیم شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د سکانډیم منځنۍ کچه په یوه ټن کې ۱۰ گرامه ده. د کیمیایي او فیزیکي خواصو له پلوه سکانډیم، ایټریم Y، لانتانیم La او لانتانیډونو ته نږدې دی. سکانډیم په ټولو طبیعي مرکبونو کې لکه د ده په شان نورو الومینیم Al، ایټریم Y او لانتانیم La په څېر داسې مثبت ظرفیت (والینس) ښیي چې له ۳ سره مساوي دی، ځکه خو په ریډوکشن او اکسایډېشن (Reduction and oxidation) پروسو کې گډون نه کوي. دا یو خپور شوی عنصر دی چې د ډېرو مینرالونو په ترکیب کې شتون لري. تر اوسه یې ۲ سکانډیمي مینرالونه پېژندل شوي او څېړل شوي، چې هغه یو تورت ویتیټ $(Sc,Y)_2Si_2O_7$ دی چې Sc_2O_3 یې تر ۵۳،۵ سلنې پورې، او بل یې سټیریټیټ $Sc[PO_4] \cdot 2H_2O$ دی، چې Sc_2O_3 تر ۳۹،۲ سلنې پورې شتون لري. په پرتلیزه توگه یې تر ټولو ډېر تمرکزوالی تخمینن په ۱۰۰ مینرالونو کې کشف شوی دی. له دې لامله چې سکانډیم د خواصو له پلوه مگنیزیم Mg، الومینیم Al، کلسیم Ca، منگانیز Mn، وسپنې Fe، TR (کمپېښه خاورین عنصرونه)، هافنیم Hf، توریم Th، ایورانیمو U، زیرکونیم Zr ته نږدې دی، نو د ده لویه کتله په داسې مینرالونو کې تیت شوې او وېشل شوې چې په خپلو ترکیبونو کې یاد شوي عنصرونه لري. سکانډیم د کمپېښه خاورینو عنصرونو د ایزووالینس ځایناستی شوی هم دی، په تېره بیا په ایټریمي مینرالونو کې، لکه کسینوتیم (YPO_4)، تورت ویتیټ $(Sc,Y)_2Si_2O_7$.

هغه مینرالونه چې سکانډیم یې په ترکیب کې ډېر دی هغه فلوریټ (تر ۱ سلنې پورې پکې Sc_2O_3 شتون لري)، کاسیټیریټ SnO_2 (له ۰،۰۰۵ څخه تر ۰،۲ سلنې پورې)، بیریل $Al_2[Be_3(Si_6O_{18})]$ (تر ۰،۲ سلنې پورې)، بازیټ $Be_3Sc_2Si_6O_{18}$ (سکانډیمي بیریل پکې

۳-۱۴,۴۴ سلنه) شتون لري. د ماگماتیکي ډبرو او د دوی د سکانډیمي تولیدي سیمونو د جوړېدو په بهیر کې د دوی ډېره کتله د ماگماتیکي ډبرو په توربخونو مینرالونو کې تیت شوې او په لږه کچه تر ماگماتیکي جوړښتونو وروسته ځینو مینرالونو کې تمرکز شوی ده. د سکانډیم تر ټولو ډېره (په یوه ټن کې ۳۰ گرامه **Sc_2O_3**) برخه په داسې (**Ultramafic**) او بنسټیزو غرنیو ډبرو کې شتون لري، چې په ترکیب کې یې بنسټیز رول وسپنیز-مگنیزیمي مینرالونه لوبوي، لکه پیروکسین، امفیبول او بیوټیټ. د منځني ترکیب په ډبرو کې د سکانډیم اکسایډ **Sc_2O_3** منځنۍ اندازه په یوه ټن کې ۱۰ گرامه ده، په تروو کې یې په یوه ټن کې **۲** گرامه ده . دلته هم سکانډیم په توربخونو رنگه مینرالونو کې تیتیږي، لکه په هورن بلېنډ او بیوټیټ کې، خو په موسکویټ **$KAl_2(AlSi_3O_{10})(OH)_2$**، زیرکون **$ZrSiO_4$**، ټیټانیټ **$CaTiSiO_5$** کې راڅرگندیږي. د دریابونو او سمندرگیو په اوبو کې یې اندازه په یوه لیتر کې **۰,۰۰۰۴** میلي گرامه ده.

کانونه یې: د تورت ویټیټ **$(Sc,Y)_2Si_2O_7$** (هغه مینرال چې له سکانډیم څخه تر نورو ډېر غني دی) تر ټولو لوی کانونه په مدغاسکر او ناروې کې دي.

ایزوټوپونه یې

د سکانډیم کیمیایي عنصر ټول **۲۵** ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له **۳۶**څخه پیل او پر **۲۰** پای ته رسیږي، خو یوازې یو پایښت لرونکی ایزوټوپ لري او په طبیعت کې یې یوازې همدا یو ایزوټوپ موندل کیږي چې هغه د **^{45}Sc** ایزوټوپ دی. له همدې لامله سکانډیم یو مونو ایزټوپي عنصر دی. له نورو رادیواکتیفي ایزوټوپونو څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د سکانډیم-**۴۶** ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۸۳,۸** ورځې دی. بل یې د سکانډیم-**۴۷** ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۳,۳۵** ورځې دی. بل یې هم د سکانډیم-**۴۸** ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۴۳,۷** ساعته دی. د نورو ټولو رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر **۴** ساعتونو لنډ دی، د ډېری هغو نیمایي

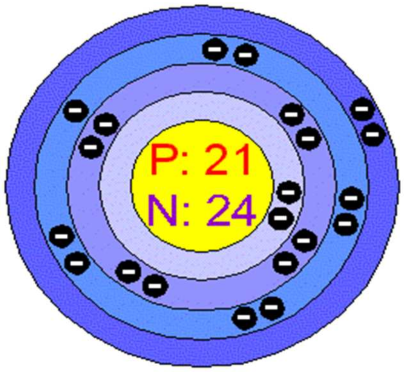
عمر يې تر ۲ دقيقو هم لنډ دی. تر ټولو د ډېر لنډ عمر لرونکی یې د ^{39}Sc ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې تر ۳۰۰ نانوثانيو لنډ دی.

د سکانډيم اتوم

د سکانډيم د اتوم هسته له ۲۱ پروتونونو او ۲۴ نيوترونونو جوړه ده. د هستې په شاوخوا کې يې ۲۱ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۴ انرژيکي سويې لري، په بله وينا د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۴ ده. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸ ، په درېيمه کې يې ۹ او په څلورمه 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) ۴۵ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د سکانډيم اتومي کتله ۴۴,۹۵۵۹۱۲ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Ar]\ 3d^{1}\ 4s^{2}$ سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۲۲ پ. م دی.



انځور: د سکانډيم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د سکانډیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې ۲,۹۹ گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر ۱۵۴۱ ده. (د ک په شمېر ۱۸۱۴ ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر ۲۸۳۲ ده. (د ک په شمېر ۳۱۰۹ ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې ۱۵,۸ کیلوجوله\موله دی.
- د براس تودوالی یې ۳۳۲,۷ کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې ۲۵,۵۱ جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې ۱۵,۰ س. م. م\موله دی.

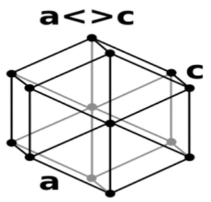
سکانډیم یو سپک فلز دی، چې سپینو زرو ته ورته رنگ او زېړ پړک لري. دا عنصر په دوو موډیفیکېشني بلوري ډولونو کې شتون لري: یو یې الفا-سکانډیم α-Sc دی چې بلوري جوړښت یې د مگنیزیم شپږڅنډیز (هیگزاگونال) سېستم لري او بل یې بېتا- سکانډیم β-Sc دی چې بلوري جوړښت یې مکعبي منځډک سېستم لري. د الفا او بېتا β↔α د ډولونو تر منځ د تېرېدو تودوخه ۱۳۳۲ س. گ درجې ده.

د سکانډیم سوچه والی په سلو کې ۹۹,۵ او تر دې لوړ دی (البته د اکسیجن O_2 په نه شتون کې)، په اسانۍ میخانیکي بدلون ورکول کېدای شي، مانا د ټټک وهلو، کږولو او غځولو وړتیا لري.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د سکانډیم د بلوري جالۍ جوړښت (د الفا-سکانډیم) شپږڅنډیز (هیگزاگونال) سېستم لري.

- د جالۍ پارامترنه يې(د الفا-سکانډيم) a=۳,۳۰۹ c=۵,۲۶۸ انگسترومه دی.



انځور : د سکانډيم د بلوري جالۍ جوړښت (د الفا-سکانډيم) شپږځنډيز (هيگزاگونال) سېستم لري

کيميايي خواص يې

- د سکانډيم کووالينسي نيم قطر ۱۴۴پ. م دی.

- د ايون نيمايي قطر يې($3e^{+}$) ۷۲,۳ پ. م دی.

- الکتروني منفيت يې ۱,۳۲ پاولينگه دی.

- الکترودي ځواک يې صفر ولټه دی.

- د اکسايډ جوړولو درجه يې ۳ ده.

- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې ۲۳۰,۸ کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمېر (۲,۵۴) الکترون ولټه ده.

د سکانډيم کيميايي خواص د الومينيم کيمياي خواصو ته ورته دي. دا عنصر په ټولو مرکبونو کې د اکسايډ جوړولو مثبت درې ۳+ درجه ښيي. له هوا سره د تماس پر مهال (په هوا کې) د سکانډيم له پاسه اکسايډي قشر پيدا کېږي. که چيرې تر سره رنگ خپلولو پورې تودوخه ورکړ شي نو له فلورينو، اکسيجن، نايټروجن، کاربون او فاسفورس سره تعامل کوي. د کوټې د هوا د تودوخې په درجه کې له کلورينو، برومينو او ايوډينو سره

تعامل کوي . له نري شويو پیاوړيو تېزابونو سره تعامل کوي . د ټینګو اکسایډ جوړوونکیو تېزابونو او هایډروجن فلورایډ HF پر مټ غیر فعالیږي. د الکلیو له ټینګو محلولونو سره تعامل کوي.

د سکانډیم ایون Sc^{3+} بې رنګه دیامقناطیسي، د اوبو په محلولونو کې يې د همغږۍ شمېره ۶ ده. لکه د الومینیم په څېر د سکانډیم هایډروکسایډ H_3O_3Sc امفوتیریک (یانې هغه کیمیایي توکي چې هم تېزابي او هم د الکلیو خواص ولري) دی، چې هم د تېزابونو په پرېمانۍ او هم د الکلیو په پرېمانۍ کې حلیږي. د امونیا NH_3 له نري محلول سره تعامل نه کوي. د سکانډیم کلورایډ $ScCl_3$ ، سکانډیم برومایډ $ScBr_3$ ، سکانډیم ایوډایډ ScI_3 او سکانډیم سولفاټ $Sc_2(SO_4)_3$ په اوبو کې ښه حلیږي، چې محلول يې د یوې برخې د هایډرولیزولو په صورت کې تریو غبرګون لري او د بې اوبو مالګو د هایډراټېشن تعامل (hydration reaction) يې د ډېرې تودوخې له ازادولو سره مل دی . د سکانډیم فلوراید ScF_3 او سکانډیم فاسفاټ O_4PSc په اوبو کې نه حلیږي، خو فلورایډ يې په دې حالت کې حلیږي چې د فلورایډ ښه ډېر ایونونه ورسره یوځای وي او په پایله کې ScF_6^{3-} جوړوي . د سکانډیم نایټرایډ ScN ، سکانډیم سولفیډ Sc_2S_3 او سکانډیم کاربوناټ $Sc_2(CO_3)_3$ په بشپړه توګه په اوبو باندې هایډرولیز کیږي. د سکانډیم عضوي مرکبونه له تودوخیز (ترمیکي) پلوه په پرتلیزه توګه پایښت لرونکي دي، خو له اوبو او هوا سره ډېر توپاني تعامل کوي. دوی په ټوله کې د Sc-C دېلتا σ- اړیکو په مرسته جوړ شوي او د الکیلي اشتقاقي او پولیمیري سیکلو پینټاډینیډونو له خوا وړاندې شوي دي.

لاس ته راوړل يې

اړینه ده وویل شي چې د سکانډیم ډېره کچه د ډبرو سکرو په ایرو کې شتون لري او د سکانډیم د راایستلو او جوړولو د تکنالوجۍ مسئله په مصنوعي ډول په اوبلن سونتوکي باندې د سکرو اړول دي.

د سکانډیم نړیوالې سرچینې

سکانډیم یو تیت شوی لیتوفیل عنصر دی، ځکه خو د دې عنصر د راایستلو ټکنالوجۍ لپاره دا ارزښتناکه ده، چې له تر لاس او کار لاندې ډبرو څخه په بشپړه توګه راوایستل شي او د سکانډیم لرونکیو غرنیو ډبرو د فلزویلي کولو له ودې سره سم د ده د راایستلو کلنی حجم ورسره زیاتیږي. لاندې سکانډیم لرونکې بنسټیزې غرنۍ ډبرې او له دوی څخه د تر لاسه کېدونکي سکانډیم کتله ښودل شوې:

- د بوکسیټ کاني ډبرې له ۷۱ میلیون ټنه، چې په یوه کال کې چاڼل کیږي، څخه د نورو توکیو تر څنګ له ۷۱۰ تر ۱۴۲۰ ټنو پورې سکانډیم لاس ته راځي؛
- د یورانیم لرونکیو کاني ډبرو له **۵۰** میلیونو ټنو څخه، چې په یوه کال کې چاڼل کیږي، د نورو توکیو تر څنګ له **۵۰** تر **۵۰۰** ټنو سکانډیم لاس ته راځي؛
- د ایلمینیټ **$FeTiO_3$** مینرال له ۲ میلیونو ټنو څخه، چې په یوه کال کې چاڼل کیږي، د نورو توکیو تر څنګ له ۲۰ تر ۴۰ ټنو سکانډیم لاس ته راځي؛
- له ولفرامیټ **$(Fe,Mn)WO_4$** مینرال څخه د نورو توکیو تر څنګ د تر لاسه کېدونکي سکانډیم کچه په کال کې له ۳۰ تر ۷۰ ټنه ده؛
- د کاسیټیریټ **SnO_2** مینرال له ۲۰۰ زره ټنو څخه، چې په یوه کال کې چاڼل کیږي، د نورو توکیو ترڅنګ په کال کې له ۲۰ تر **۲۵** ټنه سکانډیم لاس ته راځي؛
- د زیرکون **$ZrSiO_4$** مینرال په یوه کال کې له ۱۰۰ زره ټنه چاڼلو څخه د نورو توکیو تر څنګ له **۵** تر ۱۲ ټنو سکانډیم لاس ته راځي.

ټول څه د پاسه ۱۰۰ داسې مینرالونه پېژندل شوي او څېړل شوي چې په ترکیب کې یې سکانډیم شتون لري، خو د ده خپل مینرالونه یو تورت ویتیټ **$(Sc,Y)_2Si_2O_7$** او بل جیرویسیټ **$NaScSi_2O_6$** دی چې ډېر کمپښنه (نایابه) دي.

سکانډیم د ډبرو سکرو په ترکیب کې هم شتون لري او له هغوی څخه یې د راایستلو لپاره کېدای شي چې په ځانګړیو بټیو کې د چوون (چودن) لرونکیو توکیو چاڼ تر سره شي او د چاڼ دا ډول بهیر یې په دې وروستیو کلونو کې په یو شمېر پرمخ تللیو هېوادو کې پیل شوی ده.

اړینه ده وویل شي چې په روسیه او د پخواني شوروي اتحاد په سیمه کې د سکانډیم زېرمې ستري دي. په دې سیمه کې د دې عنصر د راایستلو او لاس ته راوړلو په اړه مالومات بېلابېل دي او د ناپېیلو ځانګپوهانو له مالوماتو سره سم د دې فلز د لاس ته راوړلو حجم په نړیواله کچه د تولیدېدونکي سکانډیم له حجم سره برابر یا هم تر هغه زیات ګڼل کیږي. په ټوله کې د ناپېیلو ځانګپوهانو د مالوماتو له مخې، په اوسني وخت کې د سکانډیم اکسایډ تر ټولو لوی تولیدوونکي هېوادونه روسیه، چین، اوکراین او قزاقستان دي. په ټاکلې کچه انتظار کیږي چې پر راتلونکو لنډو کلونو به په استرالیا، کاناډا او برازیل کې هم د سکانډیم د اومو توکیو تولید زیات شي.

اړینه ده دا هم وویل شي چې د کمپېښه خاورین توکي، چې سکانډیم ولري، زېرمې په منګولیا کې هم شته چې پر راتلونکې د سکانډیمي صنعت او د سکانډیمي فلزویلي کولو د ودې لپاره راتلونکې سرچینه ده.

په زړورتیا سره کېدای شي چې سکانډیم د ۲۱ پېړۍ فلز وبلل شي او د ده د راایستنې، بیو لوړوالی او تقاضا د ژورې زیاتېدنې په اړه وړاندوینه وشي او دا پر دې بنسټ چې د ډبرو سکرو چاڼ او تولید ډېرېدونکی دی، په تېره بیا په روسیه کې د اوبلن سونتوکي پر بنسټ د ډبرو سکرو د راایستنې چارې.

کارونه يې

په فلز ويلي کولو کې : په ګډوله فلزونو کې د سکانډيم د يوې ترکيبي برخې په توګه کارېدنه پر يو شمېر ارزښتناکو ګډوله فلزونو لوی اغېز لري. د ساري په توګه د الومينيم او مګنيزيم ګډوله فلز ته د ۴, ۰سلنې سکانډيم وراضافه کول د دغه ګډوله فلز لنډمهاله مقاومت لوړوي، يانې د ماتېدو په وړاندې يې **۳۵** سلنه او بهيدو په وړاندې يې له **۲۵** څخه تر **۸۴** سلنې پورې مقاومت لوړيږي. کروميم **Cr** ته يې له **۳ , ۰** څخه تر **۲۷ , ۰** سلنې پورې وراضافه کول د اکسايډ جوړولو په وړاندې د ده مقاومت زياتوي ان د تودوخې تر **۱۲۹۰** س. ګ درجو پورې. د سکانډيم اکسايډ د تودوخې د لوړې درجې سيراميک د توليد لپاره، البته د نورو اکسايډونو په وړاندې يولړ ښه والي لري. د تودوخې ورکولو پر مهال د سکانډيم اکسايډ کلکوالی زياتيږي او د تودوخې په **۱۰۳۰** س. ګ درجو کې خپل لوړترين کچ ته رسيږي. هممهال د سکانډيم اکسايډ د تودوخې تېرولو ډېره لږه وړتيا او د تودوخې د ګوزار په وړاندې لوړ مقاومت لري. د ايتريم سکانډاټ د فلزي دستګاوو او نور فلزي تخنيک د جوړولو لپاره يو له ډېرو ښو توکيو څخه دی چې د تودوخې په لوړو درجو کې کار ورکولای شي. د سکانډيم اکسايډ **Sc_2O_3** يوه ټاکلې کچه (مقدار) تل د ګيرماناټ ښيښو په توليد کې د اوپټيکي الکترونيک لپاره کاريږي.

د سکانډيم ګډوله فلزونه: د سکانډيم هغه ګډوله فلز چې ډېر کاريږي هغه له الومينيم سره د ده ګډ ويلي کول او ګډوله فلز جوړول دي، چې د ورزشي موټرسايکلونو، د بېسبال ډنډې او نورو ټولو هغو چارو کې، چې د کلک مقاومت توکيو په جوړولو کې کاريږي، ترې کار اخيستل کيږي. له الومينيم سره د سکانډيم په يو ځای ويلي کولو او ګډوله فلز جوړولو سره لا کلکوالی او د کرېدو تاب خپلوي. د الوتکو او توغنديو په جوړونه کې د سکانډيمي ګډوله فلزونو کارونه دا شونتيا برابروي چې د مساپرو او پيټي د لېږد رالېږد لګښت کم شي او د کاروني سېستمونو ډاډمنتيا ډېره لوړه شي. د موټرونو د انجنونو په توليد کې هم سکانډيم کاريږي. دا فلز د الومينيم هغه ګډوله فلزونه کلکوي، چې له هافنيم

سره ګډ جوړ شوي او ويلي شوي وي. د سکانډيم مهم او تر اوسه لا نه څېړل شوی ډګر دا دی، لکه څنګه چې د الومينيم او ايتريم ګډوله فلز، هماغسې د سوچه الومينيم او سکانډيم ګډوله فلز د برېښنايي مزيو د برېښنا تېرولو وړتيا ډېروي. د سکانډيم ګډوله فلزونه د رهبري شويو (اداره کېدونکيو) ګوليو په توليد کې تر ټولو ډېره راتلونکې لري. په دې وروستيو کلونو کې د سکانډيم ارزښتناک رول (له هغه شمېر څخه ايتريم **Y** او لوټيټيم **Lu**) د مارتينسيټ لرونکيو پولادو(هغه پولاد چې په جوړېدو کې يې کاربون نه وي کارېدلی) په جوړولو کې جوت دی، چې د ځينو بېلګو کلکوالی تر ($кг/мм^2$) ۷۰۰ کيلوګرامه يا (څه د پاسه ۷۰۰۰ مېګاپاسکاله) لوړ دی.

سکانډيم په مايکروالکترونيک کې: د سکانډيم اکسايډ (د ويلي کېدو تودوخه يې ۲۴۵۰ س. ګ درجې ده) د سوپر کمپيوټرونو په توليد کې ارزښتناک رول لوباوه. هغه فيريټونه (ګډوله فلزونه) چې کوشنی اينډوکشن (**Induction**) لري، د مالوماتو د ساتلو په جوړښتونو کې دا شونتيا برابروي چې د مالوماتو د ادلون بدلون چټکي زياته کړي.

د رڼا په سرچينه کې: ۸۰ کيلوګرامه سکانډيم (د سکانډيم اکسايډ Sc_2O_3 په ترکيب کې) هر کال د لوړ شدت رڼا کوونکيو توکيو او سامان په توليد کې کارېږي. سکانډيم ترای ايوډايډ ScI_3 سيمابي - ګازي برېښنايي ګروپونو ته وراضافه کيږي، هغه ګروپونه چې د لمر رڼا ته ډېره ورته رڼا کوي او د ټلويزيوني کمرو د فيلم اخيستلو پر مهال ښه رڼا سمبالوي.

په اټومي انرجۍ کې: د سکانډيم هايډرايډ او سکانډيم ډيټيريډ په اټومي صنعت کې له بري سره کارېږي، دوی په پياوړيو کومپاکتي جنراټورونو کې د نيوترونونو ډېر ښه ورو (اهسته) کوونکي دي.

د سکانډيم ډای بورايډ ScB_2، چې د ويلي کېدو تودوخه يې ۲۲۵۰ س. ګ درجې ده، د لوړې تودوخې په وړاندې مقاومت لرونکيو ګډوله فلزونو لپاره کارېږي. همدا راز د برېښنايي

الو د کتودونو د توکي په توگه هم کارېږي. د سکانډیم بیریلیډ په اټومي صنعت کې د نیوترونونو د راغبرگوونکیو (منعکسوونکیو) په توگه خدمت کوي او له هغه شمېر څخه دا توکی لکه د ایتریم بیریلیډ په څېر د اټومي بم په جوړښت کې د نیوترونونو د غبرگوونکي په توگه وړاندیز شوی دی.

په روغتیا کې: سکانډیم اکسایډ Sc_2O_3 په روغتیا (طب) کې ارزښتناک رول لوبوي او هغه دا چې له دې توکي څخه د ډېر لوړ کیفیت مصنوعي غاښونه جوړېږي.

لایزري توکي: گالیمي- سکانډیمي- گاډولینیمي گرانات ته د کرومیم او نیوډیمیم د ایونونو په ورگډولو سره دا شونتیا برابره کړه چې د گټورې انرجۍ (Energy conversion efficiency) کچه تر لاسه شي. د ساري په توگه پر راتلونکیو ۱۰ یا ۱۳ کلونو دا انتظار کېږي چې د گالیمي- سکانډیمي-گاډولینیمي گرانات پر بنسټ جوړ شوي لایزري توکي او د سکانډیم بورات BO_3Sc په بېلابېلو هوادو کې د الوتکو او چورلکو د فعالې دفاع لپاره په لایزري سېستم باندې د هغوی په سمبالولو کې وکارېږي.

انځور: د میگ-۲۹ ډوله جگړه ییزو الوتکو بېلابېلې برخې د سکانډیم او المونیم له گډوله فلز څخه جوړېږي

۲۲. ټيټانيم

ټيټانيم د کيميايي عنصرونو د دوره يي جدول د څلورمې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې ۲۲ او سېمبول يې **Ti** دی. د دې عنصر لاتيني نوم (**Titanium**) ، انګليسي نوم يې (**Titanium**) او روسی نوم يې (**Тита́н**) دی. دا يو ساده توکی دی چې د ثبت سي اې اېس (**CAS**) شمېره يې (۲- ۳۲- ۷۴۴۰) ده . ټيټانيم يو سپک سپينو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی.

انځور: ټيټانيم يو سپک، کلک او د غځېدو وړ فلز دی چې سپينو زرو ته ورته رنګ لري

تاريخچه يې

ټيټانيم ډای اکسايډ TiO_2 هممهال له يو بل څخه په ناپېيلې توګه دوو پوهانو انګليسي کانپوه «ويليام ګريګور» (۱۷۶۱-۱۸۱۷) او الماني کيمياپوه «مارتين هاينريش کلاپروت» (۱۷۴۳-۱۸۱۷) کشف کړې دی. «ګريګور» په داسې حال کې چې مقناطيسي وسپنيزه شګه

يې څېړله (کريد، کرنوول، انګلستان، ۱۷۹۱ ز کال)، نوې «خاوره» (اکسايډ) بېله کړه او د مېناکيني خاورې په نامه يې ونوموله. پر **۱۷۹۵** ز کال الماني کيمياپوه «کلاپروت» په روټيل TiO_2 مينرال کې نوی عنصر کشف کړ او هغه يې د ټيټانيم په نامه ونوماوه. دوه کاله وروسته «کلاپروت» دا مالومه کړه چې روټيل او مېناکيني خاوره د يوه عنصر اکسايډونه دي او دا عنصر هماغه عنصر دی چې نوم يې «کلاپروت» «ټيټانيم» وړانديز کړی وو او په همدې نامه پاتې شو. لس کاله وروسته ټيټانيم درېيم ځل کشف شو. هغه دا چې پرانسي پوهاند «لويس نيکولاس واکولين» (۱۷۶۳-۱۸۲۹) ټيټانيم د اناتاز TiO_2 په نامه مينرال کې کشف کړ چې د ټيټانيم له هماغو اکسايډونو سره يو شان وو.

د فلزي ټيټانيم لومړنۍ بېلګه سويډني کيمياپوه «يونس ياکوب برسيليوس» (۱۷۷۹-۱۸۴۸) لاس ته راوړه. د لوړ کيميايي فعاليت او د ده د سوچه کولو د ستونزو لامله نږه ټيټانيم **Ti** هالېنډيانو «ا. وان ارکېل» او «دې بور» پر **۱۹۲۵** ز کال د ټيټانيم تيترا ايوډايډ TiI_4 د بړاسونو د تودوخيزې تجزيې له لارې لاس ته راوړ.

د نامه ريښه يې

د دې فلز نوم ټيټانيم د لرغوني يونان په اسطورو کې د ټيټان خدای له نامه څخه اخيستل شوی دی. دې فلز ته الماني کيمياپوه «مارتين هاينريش کلاپروت»، د کيميايي نومښودنې په اړه خپلو ليدونو سره سم، له پرانسي کيميايي ښوونځي سره په انډول کې، چېرته چې يې غوښتل دا عنصر د خپلو کيميايي خواصو له مخې ونوموي، د ټيټانيم نوم ورکړ. لکه څنګه چې الماني څېړونکي پخپله دا څرګنده کړه چې د دې نوي عنصر د خواصو څېړنه يوازې د ده د اکسايډ له مخې ناشونې ده، نو لکه ده چې پر يورانيم عنصر نوم اېښی وو، هماغسې يې د دې نوي عنصر لپاره هم له اسطورو څخه نوم غوره کړ.

خو د يو بل تعبير له مخې، چې د ۱۹۸۰ ز کلونو په پای کې په يوه ليکنه کې، چې د شوروي اتحاد د «تېخنيکه مالاديوژي» (د ځوانانو تخنيک) په نامه مجله کې چاپ شوی وه، د

ټيټانيم نوم د لرغوني يونان د اسطورو د پياوړي خدای ټيټان له نامه څخه نه، بلکې په الماني اسطورو کې د ښاپېريو د ملکې «ټيټانيا» (د ويليام شيکسپير «د دوبي په شپه کې خوب ليدل» کومېډي ډرامه کې د «ابلف» (خيالي موجود) د مېرمن) له نامه څخه اخيستل شوی دی. دا نوم د فلز له ډېر «سپکوالي» او لږ کثافت سره تړلی دی.

په طبېعت کې د ټيټانيم شتون

ټيټانيم په طبېعت کې د عنصرونو د خپرېدو له پلوه ۱۰ ځای لري. د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د دې عنصر کچه د کتلې له پلوه **۰,۵۷** سلنه ده. د دريابونو او دريابگيو (سمندرونو او سمندرگيو) د اوبو په يو ليتر کې يې کچه ۰,۰۰۱ ميلي گرامه ده. په اولترامافيک (**Ultramafic**) غرنيو ډبرو کې يې اندازه په يو ټن کې **۳۰۰** گرامه او په بنسټيزو هغو کې يې کچه په يو ټن کې **۹** کيلوگرامه ده. په تروو غرنيو ډبرو کې يې کچه په يوه ټن کې **۲,۳** کيلوگرامه، په رسوبي ختو او د سچيسټ(**Schist**) په نامه غرنيو ډبرو کې يې کچه په يو ټن کې **۴,۵** کيلوگرامه ده. دا عنصر د ځمکې په پاسني کلک قشر کې نږدې تل څلورظرفيتي دی او يوازې په اکسيجني مرکبونو کې شتون لري. په خپلواک (نږه) ډول نه موندل کيږي. ټيټانيم د هوا وهنې او رسوبي شرايطو کې له الومينيم اکسايډ **Al_2O_3** سره د اړيکو ټينگولو او يو ځای کېدو ورتيا لري. دی د (**weathering crust**) قشر په بوکسيټ(**Bauxite**) کې او د سمندرگيو د اوبو په ختينو رسوبونو کې راټوليږي. تر ۳۰ سلنې پورې ټيټانيم ډای اکسايډ **TiO_2** د وزن له پلوه په ځينو ختو کې زېرمه کيږي. د ټيټانيم مينرالونه د هوا وهنې په وړاندې مقاومت لري او لوی تمرکزيت او راټولېدنه يې دانه يي بڼه غوره کوي. څه د پاسه ۱۰۰ داسې مينرالونه پېژندل شوي چې په ترکيب کې يې ټيټانيم شته. تر ټولو ارزښتناک مينرالونه يې روټيل **TiO_2**، ايلمينيټ **$FeTiO_3$**، ټيټانومگنيټيټ **$FeTiO_3 + Fe_3O_4$**، پيروسکيټ **$CaTiO_3$** او ټيټانيټ **$CaTiSiO_5$** دي.

کانونه یې : د ټيټانیم د پیدا کېدو سیمې او کانونه په چین، روسیه، د سویلي افریقا جمهوریت، اوکراین، جاپان، استرالیا، هند، سیلون، برازیل، سویلي کوریا او قزاقستان کې دي.

زېرمې او راایستنه یې

د ټيټانیم تر ټولو ډېره کچه لرونکې سرچینې د ایلمینیټ $FeTiO_3$ ، روټیل TiO_2 ، ټيټانیټ $CaTiSiO_5$ مینرالونه دي.

د ۲۰۰۲ ز کال د شمارنو له مخې تر دې مهاله په سلو کې ۹۰ سلنه راایستل کېدونکی ټيټانیم د ټيټانیم ډای اکسایډ TiO_2 د تولید لپاره کارېده. په نړیواله کچه د ټيټانیم ډای اکسایډ د تولید کچه په کال کې ۴,۵ میلیونه ټنه وه. په نړۍ کې د ټيټانیم ډای اکسایډ پېژندل شوې او جوتې شوې زېرمې (له روسیې پرته) نږدې ۸۰۰ میلیونو ټنو ته رسیږي. د ۲۰۰۶ ز کال د امریکا متحدو ایالتونو د جیولوجیکي خدماتو له مالوماتو سره سم، د روسیې له زېرمې پرته، د ټيټانیم ډای اکسایډ په شمېر د ټيټانیم لرونکیو ایلمینیتي غرنیو ډبرو زېرمې له ۲۰۳ څخه تر ۲۷۳ میلیونو ټنو پورې رسیږي. د روټیلي ټيټانیم لرونکو ډبرو زېرمې ۴۹,۷ څخه تر ۵۲,۷ میلیونو ټنو پورې رسیږي. په دې ډول د ټيټانیم د راایستلو د اوسنۍ چټکتیا په پام کې نیولو سره (پرته له روسیې څخه) د دې عنصر نړیوالې زېرمې د څه د پاسه ۱۵۰ کلونو لپاره بسنه کوي.

تر چین وروسته روسیه د ټيټانیم د زېرمو له پلوه دویم هېواد دی. روسیه د ټيټانیم د مینرالي- اومو توکیو ۲۰ ځایونه (کانونه) لري، چې له هغوی څخه یې ۱۱ بنسټیز او دانه یي دي. دا کانونه د روسیې د خاورې په بېلابېلو ځایونه کې شتون لري. په دې هېواد کې د ټيټانیم تر ټولو لوی کان د «کومي» جمهوریت له «اوخته» ښار څخه په ۲۵ کیلومتره واټن کې د «یارېگسکویې» په سیمه کې پروت دی. د دې کان زېرمې ۲ میلیارده ټنه ټيټانیم لرونکې ډبرې دي چې د ټيټانیم ډای اکسایډ TiO_2 منځنۍ کچه پکې نږدې ۱۰ سلنه ده.

په نړۍ کې د دې فلز تر ټولو ستره تولیدونکې موسسه د روسیې د (VSMPO-AVISMA Corporation) کارپوریشن دی، چې په روسي ژبه کې یې کمپنۍ بولي.

لاس ته راوړل یې

له قاعدې سره سم، د ټیټانیم او د ده د مرکبونو د تولید لپاره لومړنی توکی ټیټانیم ډای اکسایډ TiO_2 دی چې یو څه کچه نور توکي هم ورسره ګډ وي. له دې شمېر څخه کېدای شي چې یو هم د روټیل ټینګتوکی (کونسنترات) وي چې د ټیټانیمي غرنیو ډبرو له غني کولو څخه لاس ته راځي. خو د روټیل زېرمې په نړۍ کې ډېرې محدودې دي او ډېری مهال مصنوعي روټیل یا ټیټانیمي خیری (پوسه)، چې د ایلمینیټ د له بیا پاکولو څخه پاتې ټینګ شوي توکي دي، کارېږي. د ټیټانیم د خیري د لاس ته راوړلو لپاره د ایلمینیټ ټینګتوکی په برېښنایي قوسي بټۍ کې جوړېږي او پر دې مهال وسپنه په فلزي فاز (چوون) کې بېلېږي او د ټیټانیم او نورو مخلوطونو نا بشپړ شوي (ناجوړ شوي) اکسایډونه د پاتې شونیو فاز جوړوي. دا غني پاتې شوني د کلورایډي یا د سولفوریک اسیډ H_2SO_4 په مرسته چاڼل او سوچه کېږي.

د ټیټانیمي غرنیو ډبرو ټینګتوکی د سولفوریک اسیډ یا د لوړې تودوخې لرونکې میټالورجۍ پر مټ سوچه کېږي. د سولفوریک اسیډ په واسطه د سوچه کولو توکی د ټیټانیم ډای اکسایډ TiO_2 پوډر دی. د لوړې تودوخې فلز ویلي کولو (میټالورجۍ) په واسطه توکی له کوک سره یو ځای د کلورینو Cl_2 په واسطه سوچه کېږي چې په پایله کې یې د ټیټانیم تیتراکلورایډ $TiCl_4$ براسونه لاس ته راځي:

$$TiO_2 + 2C + 2Cl_2 \rightarrow TiCl_4 + 2CO$$

د ټیټانیم تیتراکلورایډ $TiCl_4$ جوړ شوي براسونه د تودوخې په ۸۵۰ س. ګ درجو کې د مګنیزیم Mg پر مټ سوچه او لاس ته راځي چې د تعامل معادله یې دا ده:

$$TiCl_4 + 2Mg \rightarrow 2MgCl_2 + Ti$$

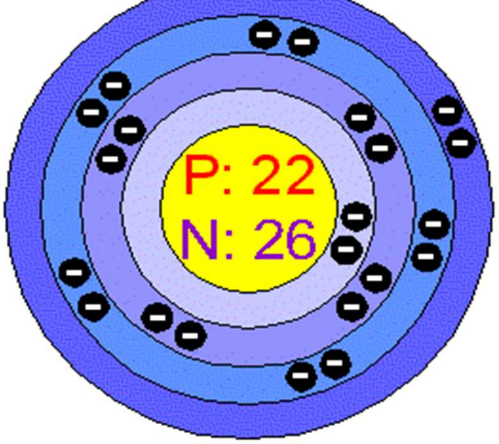
لاس ته راغلی ټيټانيمي «اسفنج» يو ځل بيا ويلي کيږي او پاکيږي. ټيټانيم په ايوډيډي يا په الکتروليزي طريقو سره چاڼل کيږي کيږي او له ټيټانيم تيتراکلورايډ **$TiCl_4$** څخه ټيټانيم **Ti** جلا کيږي . د ټيټانيمي خښتو د لاس ته راوړلو لپاره يو ځل بيا د قوسي برېښنايي (**[electron beam treatment**) يا پلازمايي سوچه کول ترسره کيږي.

د ټيټانيم اتوم

د ټيټانيم د اتوم هسته له ۲۲ پروتونونو او ۲۲ نيوترونونو جوړه ده . د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۲۲ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۴ انرژيکي سويې لري. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په دريېمه کې يې ۱۰، او په څلورمه 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) ۴۸ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د ټيټانيم اتومي کتله ۴۷,۸۶۷ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول **[Ar] ۳d² ۴s²** سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۴۷ پ. م دی.



انځور: د ټیټانیم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د ټیټانیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۴,۵۴** گرامه دی.
- د ټیټانیم د ویلي کېدو د تودوخې درجه د س. گ په شمېر **۱۶۶۸** ده. (د ک په شمېر **۱۹۴۱** درجې ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۳۲۸۷** ده. (د ک په شمېر **۳۵۶۰** ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۱۸,۸** کیلوجوله\موله دی.
- د براس تودوالی یې **۴۲۲,۶** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۵,۱** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې **۱۰,۶** س. م. م\موله دی.

دا عنصر په دوو بلوري ډولونو کې شتون لري، یو یې الفا - ټیټانیم **α-Ti** دی چې د بلوري جالۍ جوړښت یې شپږڅنډیز (هیګزاګونال) سېستم لري، او دویم یې بېتا - ټیټانیم **β-Ti**

دی چې د جالۍ جوړښت یې مکعبي منځډک سېستم لري. د الفا او بېتا ټيټانيم **α↔β** د پولي مورفي (الوتروپي) بدلون (ياني له يوه بلوري جوړښت څخه بل بلوري جوړښت ته د تېرېدو بهير) تودوخه ۸۸۳ س. گ درجې ده.

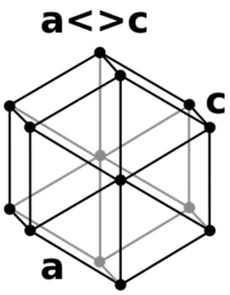
دې فلز ته د ميخانيکي بدلون ورکولو، د ساري په توگه د پرې کولو پر مهال په پرې کوونکې اله پورې نښلي، ځکه خو تر پرې کېدو دمخه پرې کوونکې اله بايد په ځانگړيو گريسو يا کومو نورو غوړينو توکيو غوړه شي.

د هوا د تودوخې په عادي درجو کې د ټيټانيم ډای اکسايډ **TiO۲** په دفاعي نافعال کوونکي قشر باندې پوښل کيږي او د همدې له برکته دا فلز زنگ نه وهي، خو پرته له هغه چاپيرياله چې الکلي پکې وي.

ټيټانيمي دوړه (گرد) د چاودېدو خاصيت لري. د اور اخيستو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۴۰۰ ده. د ټيټانيم د ارې بوره (ميده شوی) د اور اخيستو خطر لري.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د ټيټانيم (الفا- ټيټانيم) د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډيز (هيگزاگونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې (د الفا- ټيټانيم) **(α-Ti) c=٤,٦٩٧ a=٢,٩٥١** انگسترومه دي.
- د ډيبای د تودوخې درجه يې ۳۸۰ کيلوينه ده.



انځور: د ټيټانيم (الفا - ټيټانيم) د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډيز (هيگزاگونال) سېستم لري

کيميايي خواص يې

- د ټيټانيم کووالينسي نيم قطر ۱۳۲ پ. م دی.
- د ايون نيمايي قطر يې (۴e +) ۲۸ (۲e +) ۹۴ پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې ۱,۵۴ پاولينگه دی.
- الکترودي ځواک يې ۱,۲۳− ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجې يې ۲ ، ۳ او ۴ دي.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې ۲۵۷,۸ کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمېر (۲,۸۲) الکترون ولټه ده.

ټيټانيم د اکسايډي قشر په خپلولو سره زنگ نه وهي، خو که چيرې د پوډر په بڼه ووړ (ميده) يا هم ډېرې نرۍ فلزي ريتاړې ترې جوړې شي، نو په هوا کې بې له کومې تودوخې ورکولو پخپل سر اور اخلي.

ټيټانيم د ډېرو تېزابونو د محلولونو او الکليو (القليو) په ورگډولو سره غبرگون نه ښيي او ثابت دی، خو پرته له هايډروفلوريک اسيډ HF، فاسفوريک اسيډ H_3PO_4، او ټينگ سولفوريک اسيډ H_2SO_4 څخه.

د مجموعو جوړوونکیو په شتون کې له کمزورو تېزابونو سره په اسانۍ تعامل کوي، د ساري په توګه له هایډروفلوریک اسیډ **HF** سره دی د انیون د مجموعي جوړونې $[TiF_6]^{2-}$ له برکته ګډ تعامل کوي.

که چیرې ټیټانیم ته په هوا کې ۱۲۰۰ س. ګ درجې تودوخه ورکړل شي نو اور اخلي، لمبه یې روښان سپین رنګ لري او د TiO_x بدلېدونکي ترکیب اکسایډي فازونه جوړوي. د ټیټانیم د مالګو له محلولونو څخه ټیټانیم هایډروکسایډ $TiO(OH)_2 \cdot xH_2O$ رسوب کیږي (کېني)، او د په احتیاط سره تودوخې ورکولو په پایله کې د ټیټانیم ډای اکسایډ TiO_2 لاس ته راځي. د ټیټانیم هایډروکسایډ $TiO(OH)_2 \cdot xH_2O$ او ټیټانیم ډای اکسایډ امفوتیریک دي، یانې چې هم تېزابي او هم د الکلي خواص لري چې د دوه ګوني خواصو په نامه هم یادیږي.

د ټیټانیم ډای اکسایډ TiO_2 له سولفوریک اسیډ H_2SO_4 سره د اوږدې اېشونې پر مهال تعامل کوي. د کالیو سوډا (سوډیم کاربونات Na_2CO_3) یا له پوتاسیم کاربونات K_2CO_3 سره د ویلي کولو پر مهال ټیټانیم ډای اکسایډ TiO_2 ټیټانات جوړوي چې د تعامل معادله یې په لاندې ډول ده:

$$TiO_2 + K_2CO_3 \rightarrow K_2TiO_3 + CO_2$$

که چیرې ټیټانیم **Ti** ته تودوخه ورکړ شي او تود شي نو کولای شي چې له هالوجینونو سره تعامل وکړي. ټیټانیم تیتراکلوراید $TiCl_4$ په عادي شرایطو کې یوه بې رنګه ماده ده، په هوا کې ډېر لوګی کوي او دا د ټیټانیم تیتراکلوراید $TiCl_4$ د هایډرولیز لامله دی چې په هوا کې د اوبو بړاسونه لري، د هایډروجن کلوراید **HCl** ډېر کوشني څاڅکي او د ټیټانیم هایډروکسایډ $Ti(OH)_2$ سوسپېن سیون(**Suspension**) جوړوي.

د هایډروجني، الومینیمي، سیلیکوني او نورو پیاوړیو بشپړوونکیو (سوچه کوونکیو) پر مټ د ټیټانیم تیتراکلوراید $TiCl_4$ په بشپړولو سره د ټیټانیم ترای کلوراید $TiCl_3$ او

ټيټانيم ډای کلورايډ $TiCl_2$ لاس ته راغلي دي . دا جامد توکي دي چې پياوړي بشپړوونکي او سوچه کوونکي خواص لري. ټيټانيم **Ti** له برومينو Br_2 او ايوډينو I_2 سره تعامل کوي.

ټيټانيم له نايټروجن N_2 سره د تودوخې تر ۴۰۰ لوړه س. گ درجه کې په تعامل کولو سره ټيټانيم نايټريډ **TiN** جوړوي . له کاربون **C** سره د ټيټانيم د تعامل کولو په پايله کې د ټيټانيم کاربيډ **TiC** جوړيږي.

که چيرې ټيټانيم ته تودوخه ورکړ شي او تود شي نو کولای شي چې هايډروجن H_2 جذب کړي او د بدلون موندونکي ترکيب مرکب ($x=۱,۳$ — ۲) TiH_x جوړ کړي . د تودوخې ورکولو پر مهال دا هايډريډونه تجزيه کيږي او هايډروجن H_2 ازادوي. ټيټانيم له نورو ډېرو فلزونو سره گډوله فلزونه جوړولای شي.

انځور: د ټيټانيم ډای اکسايډ TiO_2 د څلورظرفيتي ټيټانيم اکسايډ دی، سپين پوډر ته ورته بڼه لري، په اوبو او نري شويو غيرعضوي (پرته له هايډروفلوريک اسيډه) تېزابونو کې نه حليږي

ایزوټوپونه یې

د ټیټانیم کیمیایي عنصر ۲۲ ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۳۸ څخه پیل او پر ۶۳ پای ته رسیږي. خو په طبیعت کې موندل کېدونکی ټیټانیم له ۵ پایښت لرونکیو ایزوټوپونو جوړ دی او هغه ۴۶ Ti، ۴۷Ti، ۴۸Ti، ۴۹Ti، ۵۰Ti ایزوټوپونه دي. له پایښت لرونکیو ایزوټوپونو څخه د ټیټانیم-۴۸ ایزوټوپ طبیعي ډېروالی ۷۳,۸ سلنه دی چې تر ټولو ایزوټوپونو یې کچه ډېره ده. له نورو ۲۱ رادیواکتیفي ایزوټوپونو څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ټیټانیم-۴۴ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۶۰ کاله دی. بل یې د ټیټانیم-۴۵ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۸۴,۸ دقیقې دی. بل یې د ټیټانیم-۵۱ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۵,۷۶ دقیقې دی، او بل یې هم د ټیټانیم-۵۲ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱,۷ دقیقې دی. د ټیټانیم د نورو ټولو پاتې رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمایي عمر تر ۳۳ ثانیو لنډ دی، د ډېری هغو نیمایي عمر یې تر نیمې ثانیې هم لنډ دی.

د دې عنصر تر ۴۶ شمېرې پایښت لرونکي ایزوټوپه مخکې رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې ډول β^+ بېټا-مثبت-تجزیه دی چې د تجزیې په پایله کې یې د سکانډیم Sc ایزوټوپونه جوړیږي. تر ۵۰ شمېرې پایښت لرونکي ایزوټوپه وروسته رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې ډول یې β^- بېټا-منفي-تجزیه دی چې د تجزیې په پایله کې یې د واناډیم V ایزوټوپونه جوړیږي.

کارونه یې

- د ټیټانیم فلز په کیمیایي صنعت کې د کیمیایي تعاملونو د سرته رسولو د بټیو، نلليکو، پمپونو په جوړولو، په پوځي صنعت کې د زغره والو واسکټونو، زغره وال تخنیک، په هوایي ځواکونو کې د اور ضد کټارو، د اوبتلونو باډۍ په جوړولو، په صنعتي بهیرونو کې د اوبو چاڼلو او پاکولو ماشینونو، د سلولوز او

کاغذ په جوړولو، د موټر جوړولو، کرنیز او خوراکتوکیو صنعت کې، د بدن د ځینو ځایونو د سوري کولو او د هغوی لپاره د ښکلا شیانو په جوړولو، په روغتیایي (طبي) صنعت کې لکه په ستوماتولوجۍ او ځینو نورو برخو کې، ورزشي سامان په جوړولو، د ګاڼې په جوړولو، د موبایل ټیلیفونونو په جوړولو او داسې نورو ځانګو کې کار اخیستل کیږي. ټیټانیم د هوایي تخنیک، توغندیو او بېړۍ جوړولو په برخو کې یو تر ټولو ډېر ارزښتناک توکی دی.

- د ټیټانیم توینښت (ریخته ګري) د ګرافیتي بڼو په خلایي بټیو کې سرته رسیږي. د ټکنالوجیکي ستونزو لامله دا فلز د هنري شیزونو په جوړولو کې لږ کاریږي. په نړیوال پراکتیک کې هغه لومړنۍ پژۍ (مجسمه)، چې له ټیټانیمه جوړه شوې هغه د شوروي اتحاد د تبعه لومړني تشیالیوني (کیهانورد) «یوري الېکسېیوېچ ګاګارین» (۱۹۳۴- ۱۹۶۸) پژۍ ده، چې د مسکو ښار د «لېنینسکي پراسپېکت» واټ په «ګاګارین ډګر» کې ولاړه ده.
- ټیټانیم د بنسټیزو فلزونو د فیزیکي یا کیمیایي خواصو د ښه کولو په موخه ځینو نورو فلزونو ته ورګډیږي، لکه پولادو ته.
- د نیکلو او ټیټانیم ګډوله فلز چې «نیټینول» (Nitinol) نومیږي، په طب او تخنیک کې کاریږي.
- د ټیټانیم الومینایډونه د اکسایډ جوړولو او تودوخې په وړاندې ډېر مقاومت لرونکي دي او د همدې خواصو لامله په هوایي تخنیک او موټر جوړولو کې کاریږي.
- ټیټانیم یو له ډېرو پراختیا موندونکیو ګاز جذبوونکیو توکیو څخه دی چې د لوړې خلا لرونکیو پمپونو کې کاریږي.

انځور : له ټيټانيمه جوړېدونکي ګرزنده (موبایل) ټیلیفونونه له قیمتي ټیلیفونونو څخه ګڼل کیږي

د ټيټانيم د مرکبونو کارونه

- د ټيټانيم سپين ډای اکسايډ (TiO_2) د رنګونو په جوړولو، همدا راز د کاغذ او پلاستيک په جوړولو کې کاريږي. دا توکی خوراکتوکيو ته د ورزياتونې په توګه هم کاريږي ، چې تر E۱۷۱ شمېرې لاندې ثبت شوی دی.
- ټيټانيمي عضوي مرکبونه (د ساري په توګه تيترابوتوکسي ټيټانيم $C_{16}H_{36}O_4Ti$) په کيميايي، د وارنيشو او رنګونو په صنعت کې د کتاليسټ په توګه کاريږي.
- د ټيټانيم غيرعضوي مرکبونه په کيميايي، الکتروني، د ښيښې د ووبونو په صنعت کې کاريږي.
- د ټيټانيم کاربيډ TiC، ټيټانيم ډای بوريډ TiB_2 ، ټيټانيم کاربونايټريډ TiCN د فلزونو د پاکولو لپاره ډېر ارزښتناک او درانده توکي دي.

- ټیټانیم نایټرېډ TiN د سامان او الو ، د کلیساوو د گومبتو د پوښلو او د گاڼې په تولید کې کارېږي، ځکه چې رنگ یې د سرو زرو رنگ ته ورته دی.
- د باریم ټیټاناټ $BaTiO_3$، د سرپو ټیټاناټ $PbTiO_3$ او یو شمېر نور ټیټاناټونه فیروالکتریستي (Ferroelectricity) دي.

له گڼ شمېر نورو بېلابېلو فلزونو سره د ټیټانیم گډوله فلزونه شتون لري. له دې شمېر څخه له داسې فلزونو سره لکه الومینیم Al، واناډیم V، مولیبډینیم Mo، منگانیز Mn، فلز وزمه سیلیکون Si او داسې نورو سره.

۲۳. واناډیم

واناډیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د څلورمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۲۳ او سېمبول یې V دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (Vanadium)، په انگرېزي کې (Vanadium) او په روسي ژبه کې (Ванáдий) دی. دا یو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (CAS) شمېره یې (۲-۶۲-۷۴۴۰) ده. واناډیم یو ښکلی، د کرېډو او څټک وهلو وړتیا لرونکی، سپینو زرو ته ورته او خړ رنگ لرونکی فلز دی.

انځور: واناډیم سپینو زرو ته ورته خړ رنګه، د ښه ټک وهلو وړتیا لرونکی فلز دی

تاریخچه یې

واناډیم پر ۱۸۰۱ ز کال مکسیکویي پروفیسر «اندریس مانویل دېل ریو» (۱۷۶۴-۱۸۴۹) کشف کړی دی. ده چې کله دا نوی فلز وموند نو یې د «پانخرومي» نوم ورته وړاندیز کړ، خو د هغه د مرکب د رنګ د پراخې ساحې لامله یې نوم په «ایریترون» بدل کړ. «دیل ریو» د اروپا په پوهنیزه نړۍ کې کومه اتوریته نه درلوده نو اروپایي کیمیاپوهان د ده په کار شکمن شول. وروسته پخپله «دیل ریو» هم په خپل کشف باندې ډاډمنتیا له لاسه ورکړه او څرګنده یې کړه چې یوازې یې د سرپو کروماټ $PbCrO_4$ کشف کړی دی.

پر ۱۸۳۰ ز کال واناډیم یو ځل بیا د سویډني کیمیاپوه «نیلس ګابریېل سیفستریوم» (۱۷۸۷-۱۸۴۵) له خوا په وسپنه لرونکې ډبره کې کشف شو. پر دې عنصر «برسیلیوس» او «سیفستریوم» د «واناډیم» نوم کېښود.

د واناډيم د کشفولو چانس الماني کيمياپوه «فريدريش ويوهلر» (۱۸۰۰-۱۸۸۲) هم درلود . ده د «سيفستريوم» تر کشف لږ مخکې مکسيکويي غرنۍ ډبره څېړله او پر دې مهال په هايډروجن فلورايډ HF باندې مسموم شو نو نور يې نه شو کولای چې څېړنې ته دوام ورکړي. خو «ويوهلر» د غرنۍ ډبرې څېړنه تر پايه سرته ورسوله او دا يې بشپړ ثبوت کړه چې د دغې ډبرې په ترکيب کې کروميم Cr نه، بلکې واناډيم شتون لري.

د نامه ريښه يې: لکه څنګه چې دا کيميايي عنصر داسې مرکب جوړوي، چې ښکلی رنګ لري، نو دا نوم په الماني-سکانديناويايي اسطورو کې د مينې، ښکلا او جګړې رب النوعې «واناډيس»، يانې د «وانو» لور له نامه څخه واخيستل شو او د هغې په وياړ د «واناډيم» په نامه ونومول شو.

په طبيعت کې د واناډيم شتون

واناډيم د تيت شويو عنصرونو له شمېر څخه دی او په طبيعت کې په خپلواک ډول نه موندل کيږي. د ځمکې په پاسني کلک قشر کې يې کچه د کتلې له پلوه $۱,۶\cdot۱۰^{-۲}$ سلنه ده؛ د دريابونو په اوبو کې يې کچه $۳\cdot۱۰^{-۷}$ سلنه ده. له ماګماتيکي غرنيو ډبرو څخه د واناډيم تر ټولو ډېره اندازه په ګابرو او بازالټ ډبرو کې ده، چې په يو ټن کې يې له ۲۳۰ څخه تر ۲۹۰ ګرامو پورې کيږي. په رسوبي ډبرو کې د واناډيم ډېره اندازه په بيوليټ (اسفالت، سکرو او نورو)، سچيست، بوکيسټ، همدا راز د اوليټ او سيليکون لرونکيو غرنيو ډبرو کې ده. د واناډيم د ايونونو د نيمايي قطرونو نږدېوالی او په ماګماتيکو غرنيو ډبرو کې د وسپنې او ټيټانيم ډېره پراختيا دې ته خبره رسوي، چې واناډيم په ژورو بهيرونو کې په بشپړه توګه د تيتوالي په حالت کې دی او خپل مينرالونه نه شي جوړولای. دی د ټيټانيم په ګڼ شمېر مينرالونو کې شتون لري، (لکه په ټيټانومګنيټيټ، ټيټانيټ $CaTiSiO_5$ ، روټيل TiO_2 او ايلمينيټ $FeTiO_3$ کې) ، په ميکا ، پيروکسين او لعل کې، چې د واناډيم په پرتله لوړ ايزومورفي حجميت لري . ارزښتناک مينرالونه يې پترونيټ VS_4،

واناډینیټ $Pb_5(VO_4)_3Cl$ او ځینې نور دي. د دې فلز د لاس ته راوړلو تر ټولو بنسټیزه او لویه سرچینه د وسپنې غرنۍ ډبرې دي چې واناډیم پکې د نورو توکیو تر څنګ شتون لري.

کانونه یې : د واناډیم کانونه په پیرو، امریکا متحدو ایالتونو، د سویلي افریقا جمهوریت، فنلېنډ، استرالیا، ارمنستان او روسیه کې دي.

انځور: د واناډینیټ $(Pb_5(VO_4)_3Cl)$ مینرال

لاس ته راوړل یې

په صنعت کې له غرنیو وسپنې لرونکیو ډبرو څخه د واناډیم لاس ته راوړل داسې ترسره کېږي چې لومړی یې ټینګتوکی (concentrate) چمتو کېږي، چې د واناډیم شتون پکې له ۸ تر ۱۲ سلنې پورې وي. تر دې ووسته واناډیم د اکسایډېشني پاکونې له لارې د اکسایډ جوړولو لوړې درجې یانې مثبت پېنځه 5^+ ته رسول کېږي او په اوبو کې په اسانۍ سره حلېدونکی سوډیم میټاواناډات $NaVO_3$ ترې بېلېږي. د سولفوریک اسید H_2SO_4

په تحمض (اسیډیفیکېشن) سره رسوب لاندې کیني او د دغه رسوب په وچولو سره په هغه کې تر څه د پاسه ۹۰ سلنې پورې واناډیم وي.

لومړنی ټینګتوکی (کونسنترات) په ځانګړیو ویلي کوونکیو بټیو کې جوړیږي، لاس ته راوړل کیږي او تر دې وروسته د واناډیم او وسپنې ګډوله فلز په جوړولو کې کاریږي او دا ګډوله فلز د فیروواناډیم په نامه یادیږي چې له ۳۵ څخه تر ۸۰ سلنې پکې واناډیم وي. فلزي واناډیم کېدای شي چې د هایډروجن پر مټ له واناډیم کلورایډ VCl_2 څخه لاس ته راشي، یا هم د کلسیم پر مټ د واناډیم ترای اکسایډ V_2O_3، یا هم د واناډیم پینتا اکسایډ V_2O_5 ته د تودوخې ورکولو په پایله کې لاس ته راشي. د دې لپاره د واناډیم ډای ایوډایډ VI_2 تودوخیزه تجزیه (بېلونه) او نور مېتودونه کاریږي.

ایزوټوپونه یې

د واناډیم فلز یوازې یو پایښت لرونکی ایزوټوپ لري او هغه د V^{51} ایزوټوپ دی چې ایزوټوپي خپرېدنه یې ۹۹,۷۵۰ سلنه ده. همدا راز په طبیعت کې یو بل ایزوټوپ هم لري چې هغه د V^{50} کمزوری رادیواکتیفي ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې ۰,۲۵۰ سلنه او نیمایي عمر یې $1{,}5 \cdot 10^{17}$ کاله دی، یانې چې د ټولو موخو لپاره کېدای شي چې پایښت لرونکی وبلل شي. دا عنصر ۲۴ نور رادیواکتیفي ایزوټوپونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د واناډیم-۴۹ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۳۳۰ ورځې دی. بل یې هم د واناډیم-۴۸ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۵,۹۷۳۵ ورځې دی. د نورو ټولو رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر یو ساعت لنډ دی، د ډېری هغو نیمایي عمر یې تر ۱۰ ثانیو هم لنډ دی. تر ټولو د ډېر لنډ عمر لرونکی یې د واناډیم-۴۲ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۵۵ نانوثانیې دی.

تر ۵۱ شمېرې پایښت لرونکي ایزوټوپه مخکې رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې ډول یې الکتروني اشغال دی، چې د تجزیې په پایله کې یې د ټیټانیم Ti ایزوټوپونه جوړیږي. تر

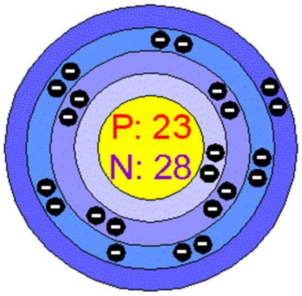
۵۱ شمېرې پایښت لرونکي ایزوټوپه وروسته رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمایي عمر یې بېتا-منفي-تجزیه دی، چې د تجزیې په پایله کې یې د کرومیم **Cr** ایزوټوپونه جوړېږي. د واناډیم د ټولو ۲۲ پېژندل شویو ایزوټوپونو د کتلو شمېرې له ۴۰ څخه پیل او پر ۶۵ پای ته رسیږي.

د واناډیم اتوم

د واناډیم د اتوم هسته له ۲۳ پروتونونو او ۲۸ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۲۳ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۴ انرژیکي سویې لري، په بله وینا د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۴ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په دریېمه کې یې ۱۱، او په څلورمه 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) **۵۱** دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د واناډیم اتومي کتله **۵۰,۹۴۱۵** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول **[Ar] ۳d۳ ۴s۲** سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې ۱۳۴ پ. م دی.



انځور: د واناډیم د اتوم جوړښت

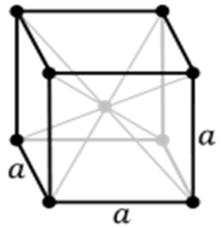
فیزیکي خواص یې

- د واناډیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م. کې **۶٫۱۱** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۱۸۸۷** ده. (د ک په شمېر **۲۱۶۰** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۳۳۷۷** ده. (د ک په شمېر **۳۶۵۰** ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۱۷٫۵** کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې **۴۶۰** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۴٫۹۵** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې **۸٫۳۵** س. م. م\موله دی.

واناډیم د کړېدو او ځټک وهلو تاب لرونکی، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی چې ظاهري بڼه یې لږ څه پولادو ته ورته ده. په هوا کې تر **۳۰۰** س. گ درجو څخه لوړې تودوخې ورکولو پر مهال نازک (ژر ماتېدونکی) شي. د اکسیجن، هایډروجن او نایټروجن مخلوط د واناډیم مومولی (Plasticity) ډېر کموي خو کلکوالی او نازکوالی یې زیاتوي.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د واناډیم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي منځډک سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې **۳٫۰۲۴** انگسترومه دی.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې **۳۹۰** کیلوینه ده.



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

کیمیايي خواص یې

- د واناډیم کووالینسي نیم قطر ۱۲۲ پ. م دی.
- د ایون نیم قطر یې ($5e^{+}$) **۵۹** ($3e^{+}$) **۷۴** پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې **۱,۲۳** پاولینگه دی.
- الکترودي ځواک یې صفر ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې **۵**، **۴**، **۳**، **۲**، **۰** دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې **۶۵۰,۱** کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (**۶,۷۴**) الکترون ولټه ده.

واناډیم له کیمیايي پلوه ډېر غیرفعال دی. د سمندري او سمندرګیو اوبو، د مالګې تېزابو (هایډروکلوریک اسیډ **HCl**)، نایټریک اسیډ (**HNO_3**)، سولفوریک اسیډ **H_2SO_4** او الکلیو په وړاندې ثابت دی.

واناډیم له اکسیجن سره څو اکسایډونه جوړوي او هغه واناډیم مونواکسایډ **VO** (واناډیم (**II**) اکسایډ)، واناډیم ترای اکسایډ **V_2O_3** (واناډیم (**III**) اکسایډ) واناډیم ډای اکسایډ **VO_2** (واناډیم (**IV**) اکسایډ)، او واناډیم پینټااکسایډ **V_2O_5** (واناډیم (**V**) اکسایډ) دي. نارنجي واناډیم پینټا اکسایډ **V_2O_5** یو تېزابي اکسایډ دی چې شین تور بخون اکسایډ **VO_2** یې امفوتیریک دی، یانې چې دوه ګونی هم تېزابي او هم د الکلي خاصیت

لري. د واناډيم نور اکسايډونه بنستيز (بازي) دي. د دې عنصر هاليډونه هايډرولېز کېږي . دا عنصر له هالوجينونو سره ډېر الوتونکي (هوا کوونکي) هاليډونه جوړوي چې ترکيبونه يې VX_2 (X = F, Cl, Br,I), VX_3, VX_4 (X = F, Cl, Br), VF_5 ، او څو اکسوهالوجينيډونه لکه ($VOCl$, $VOCl_2$, VOF_3 او ځينې نور) . تر اوسه د واناډيم دا لاندې اکسايډونه پېژندل شوي دي:

۱. واناډيم مونوکسايډ **VO**، کثافت يې په يو س. م. م کې **۵,۲۷** گرامه دی، د ويلي کېدو تودوخه يې ۱۸۳۰ س. گ درجې ده، د اېشېدو تودوخه يې ۳۱۰۰ س. گ درجې ده، رنگ يې تور دی.

۲. واناډيک اکسايډ V_2O_3، کثافت يې په يو س. م. م کې ۴, ۸۷ گرامه دی، د ويلي کېدو تودوخه يې ۱۹۲۷ س. گ درجې ده، د اېشېدو تودوخه يې ۳۰۰۰ س. گ درجې ده، رنگ يې تور دی.

۳. واناډيم ډای اکسايډ VO_2، کثافت يې په يو س. م. م کې **۴,۲۵** گرامه دی، د ويلي کېدو تودوخه يې **۱۵۴۲** س. گ درجې ده، د اېشېدو تودوخه يې ۲۷۰۰ س. گ درجې ده، رنگ يې شين توربخون دی.

۴. واناډيم پينتاکسايډ V_2O_5 ، کثافت يې په يو س. م. م کې **۳,۳۵۷** گرامه دی، د ويلي کېدو تودوخه يې ۲۷۰ س. گ درجې ده، د اېشېدو تودوخه يې ۲۰۳۰ س. گ درجې ده، رنگ يې زېړبخون سور دی.

د واناډيم مرکبونه د اکسايډ جوړولو په مثبت دوه ۲+ او مثبت درې ۳+ درجو کې پياوړي بشپړوونکی (سوچه کوونکي) دي، د اکسايډ جوړولو په ۵+ درجو کې د اکسايډ جوړوونکيو خواص ښيي. د واناډيم په سختۍ سره ويلي کېدونکي کاربيډ **VC** ، چې د ويلي کېدو درجه يې ۲۸۰۰ س. گ درجې ($t_{пл}$= ۲۸۰۰ °C) ده، د واناډيم نايټريډ **VN** ، د واناډيم سولفيډ V_2S_5، د واناډيم سيليسايډ V_3Si او نور مرکبونه هم پېژندل شوي دي. له

بنسټيزو اکسایډونو سره د واناډیم (V) اکساید V_2O_5 تعامل واناډاټونه، یانې د واناډیم د تېزابو داسې مالګې جوړوي چې احتمالي ترکیب یې HVO_3 دی.

کارونه یې

د تولیدېدونکي واناډیم په سلو کې ۸۰ سلنه له نورو فلزونو سره په ګډوله فلزونو کې کارېږي، په تېره بیا په زنګ نه وهونکیو پولادو او د کاربون لرونکیو، سامان الاتو جوړولو لپاره پولادو کې کارېږي.

په اټومي-هایډروجني انرژۍ کې: د واناډیم کلوراید په اټومي- هایډروجنۍ انرژۍ کې د اوبو په ترموکیمیایي تجزیه کې کارېږي (واناډیمي-کلورایډي بهیر «جېنېرال موتورس»، د امریکا متحد ایالتونه). واناډیم په فلز ویلي کولو کې د F په توري ښودل کیږي.

د برېښنا کیمیایي سرچینې: واناډیم پینټا اکساید V_2O_5 په پیاوړیو لیتیمي بالتیو او بېټریو کې د مثبت الکترود (انود) په توګه کارېږي. د سپینو زرو واناډاټ $AgVO_3$ په زېرمه یي بالتیو کې د کتود په توګه کارېږي.

د سولفوریک اسید په تولید کې: واناډیم پینټا اکساید په سولفور ترای اکساید SO_3 باندې د سولفور ډای اکساید SO_2 د اړولو په پېر کې د کتالیست په توګه کارېږي.

۲۴. کرومیم

کرومیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د شلورمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۲۴ او سېمبول یې Cr دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Chromium**)، په انګرېزي کې (**Chromium**) او په روسي ژبه کې (**Хром**) دی. دا یو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (۳-۴۷-۷۴۴۰) ده. کرومیم یو کلک فلز دی چې شین بخون سپین رنګ لري، کله کله د نورو فلزونو له شمېر څخه ګڼل کیږي.

انځور: کروميم يو کلک فلز دی چې شين بخون سپين رنګ لری

تاريخچه او د نامه ريښه يې

پر ۱۷۶۲ ز کال د روسيې د ايکاتېرينبورګ ښار په اطرافو کې داسې يو مينرال وموندل شو چې «د سايبيريا د سرو سرپو» په نامه ياد شو، $PbCrO_4$. د دغه مينرال اوسنی نوم کروکويټ $PbCrO_4$ دی. پر ۱۷۹۷ ز کال پرانسيي کيمياپوه «لويس نيکولاس واکولين» (۱۷۶۳-۱۸۲۹) له هغه څخه نوی په سختۍ ويلي کېدونکی فلز بېل کړ (داسې ښکاري چې «واکولين» کروميم کاربيډ تر لاسه کړی وي).

د دې عنصر نوم د يوناني ژبې له (chrōma) يانې «رنګ» څخه اخيستل شوی، ځکه چې د ده مرکبونه بېلابېل رنګونه لري.

په طبیعت کې د کرومیم شتون

کرومیم ډېر خپور شوی عنصر دی. د کتلې له پلوه يې خپرېدنه ۰٫۰۲ سلنه ده. د کرومیم بنسټیز مرکب کرومیټ $FeO \cdot Cr_2O_3$ دی. د ارزښتناکۍ له پلوه يې دويم مینرال کروکويټ $PbCrO_4$ دی.

کانونه يې: د کرومیم تر ټولو ډېر لوی کانونه په سویلي افریقا جمهوریت، قزاقستان، روسیه، زیمبابوی او مدغاسکر کې دي. همدا راز په تورکیه، هند، ارمنستان، برازیل او فیلیپین کې هم موندل کیږي. کاني کشفیاتو ښودلې چې په قزاقستان کې د دې عنصر زېرمې څه د پاسه ۳۵۰ میلیونو ټنو ته رسیږي چې په نړۍ کې دويم ځای لري.

د کرومیم جیوکیمیا او مینرالوجي

له اورشیندو غرونو څخه د راوتل کېدونکیو توکیو په ترکیب کې د کرومیم کچه تل په بدلون کې ده. د په بنسټیزو غرنیو ډبرو (پیریډوټیټ) په یو ټن کې تر ۲ کیلوګرامو رسیږي، په داسې ډبرو لکه بازالټ او نورو کې يې کچه په یو ټن کې ۲۰۰ ګرامه ده، او په ګرانیټو کې يې کچه په یو ټن کې لسګونه ګرامه ده. د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د کرومیم کلارک په یو ټن کې ۸۳ ګرامه دی. دا یو لیټوفیل عنصر دی او نږدې ټول په کروموسپینیلیډ (**chromospinelide**) مینرالونو کې دی. دا فلز له وسپنې، ټیټانیم، نیکل، واناډیم او منګانیز سره یو ځای یوه جیوکیمیایي کورنۍ جوړوي.

د کرومیم درې بېلابېل مینرالونه یو تر بل توپیر لري چې هغه ماګنوکرومیټ $(Mg, Fe)Cr_2O_4$، کروم پیکوټیټ $(Mg, Fe)(Cr, Al)_2O_4$ او الوموکرومیټ $(Fe, Mg)(Cr, Al)_2O_4$ دي. د ظاهري بڼې له پلوه دوی له یو بل څخه توپیر نه لري او په ناکره ډول د «کرومیټونو» په نامه یادیږي. د دوی ترکیب بدلون موندونکی او په لاندې ډول دی:

- د کرومیم (III) اکسایډ Cr_2O_3 له ۱۸ څخه تر ۶۲ سلنې.

- د وسپنې (II) اکسایډ **FeO** له ۱ څخه تر ۱۸ سلنې.
- مګنیزیم اکسایډ **MgO** له ۵ تر ۱۲ سلنې.
- الومینیم اکسایډ Al_2O_3 له ۲,۰ تر ۴,۰ (تر ۳۳ سلنې).
- د وسپنې (III) اکسایډ Fe_2O_3 له ۲ تر ۳۰ سلنې.
- د ټیټانیم ډای اکسایډ TiO_2 مخلوطونه تر ۲ سلنې.
- واناډیم (V) اکسایډ V_2O_5 تر ۲,۰ سلنې.
- د جستو اکسایډ **ZnO** تر ۵ سلنې.
- د منګانیز (II) اکسایډ **MnO** تر ۱ سلنې؛ همدا راز کوبالټ، نیکل او نور هم شتون لري.

پخپله کرومیټ $FeCr_2O_4$ په پرتلیزه توګه کمپښه دی. پر بېلابېلو کرومیټونو سربېره، کرومیم د یو شمېر نورو مینرالونو په ترکیب کې هم ګډون لري، لکه فوکسیټ، کروم کلوریټ، کروم ویزوویان، کروم دیوپسید، کروم تورمالین، یووارروویټ $Ca_3Cr_2(SiO_4)_3$ او داسې نور، چې ډېری مهال له کاني ډېرو سره ملګري وي، خو پخپله کوم صنعتي ارزښت نه لري. په بهر زېږندویو شرایطو کې کرومیم لکه د وسپنې په څېر د سوسپان سیون په ډول مهاجرت کوي او کولای شي چې په خټو کې زېرمه شي. تر ټولو ډېره خوځنده بڼه یې کروماټ دی.

لاس ته راوړل یې

کرومیم په طبیعت کې په ټوله کې د وسپنې کرومیټ $Fe(CrO_2)_2$ په بڼه موندل کیږي. له هغه څخه په برېښنایي بټیو کې د کوک (کاربون **C**) په مرسته فیروکروم **(FeCr)** لاس ته راځي، چې معادله یې په لاندې ډول ده:

$$Fe(CrO_2)_2 + 4C \rightarrow Fe + 2Cr + 4CO$$

فیروکروم د ترکیبي پولادو (هغه پولاد چې د ټاکلیو خواصو لپاره نور فلزونه ورسره ګډیږي) په تولید کې کاریږي.

د دې لپاره چې نږه کرومیم لاس ته راشي، تعامل یې په لاندې ډول ترسره کیږي:

۱. د وسپنې کرومیټ **$Fe(CrO_2)_2$** له سوډیم کاربوناټ **Na_2CO_3** سره یو ځای په هوا کې ویلي کیږي:

$$4Fe(CrO_2)_2 + 8Na_2CO_3 + 7O_2 \rightarrow 8Na_2CrO_4 + 2Fe_2O_3 + 8CO_2$$

۲. سوډیم کروماټ **Na_2CrO_4** حلیږي او د وسپنې له اکسایډ څخه جلا کیږي؛

۳ . کروماټ په ډای کروماټ باندې اړول کیږي، محلول تېزابي کیږي او ډای کروماټ بلوري کیږي ؛

۴ . د سکرو (کاربون **C**) په مرسته له سوډیم ډای کروماټ **$Na_2Cr_2O_7$** څخه نږه کرومیم اکسایډ لاس ته راځي:

$$Na_2Cr_2O_7 + 2C \rightarrow Cr_2O_3 + Na_2CO_3 + CO$$

۵ . د الومینوترمي په مرسته فلزي کرومیم لاس ته راځي، چې په دې لاندې بېلګه کې یې د کرومیم **(III)** اکسایډ **Cr_2O_3** او الومینیم **Al** تعامل ښودل شوی:

$$Cr_2O_3 + 2Al \rightarrow Al_2O_3 + 2Cr + 130kcal$$

۶. په اوبو کې د کرومیم ترای اکسایډ **CrO_3** له محلول، چې سولفوریک اسیډ **H_2SO_4** هم وراضافه شوی وي، څخه د الکترولیز په مرسته الکترولیټي کرومیم لاس ته راځي. پر دې مهال پر کتودونو **۳** بهیرونه ترسره کیږي:

- تر درې ظرفيتي (والينسي) کروميم پورې د شپږظرفيتي کروميم جوړېدل او په محلول باندې د ده بدلېدل؛
- د هايډروجن د ايونونو بې چارجه کېدل او د گازي هايډروجن ازادېدل؛
- د شپږظرفيتي کروميم لرونکيو ايونونو بې چارجه کېدل او د فلزي کروميم رسوبېدل (ښکته کېناستل، ختېبل کېدل)؛

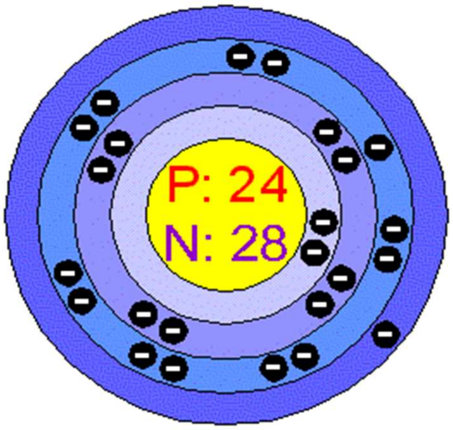
$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 12e^- \rightarrow 2Cr + 7H_2O$$

د کروميم اتوم

د کروميم د اتوم هسته له **۲۴** پروتونونو او **۲۸** نيوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې **۲۴** الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم **۴** انرژيکي سويې لري. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې **۲**، په دويمه کې يې **۸**، په درېيمه کې يې **۱۳**، او په څلورمه 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) **۵۲** دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د کروميم اتومي کتله **۵۱,۹۹۶۱** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول **[Ar] ۳d۵ ۴s۱** سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۳۰ پ. م دی.



انځور: د کرومیم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

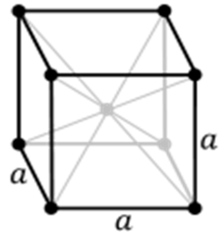
- د کرومیم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې ۷,۱۹ گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۱۹۰۷ ده. (د ک په شمېر ۲۱۸۰ ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۲۶۷۱ ده. (د ک په شمېر ۲۹۴۴ ده).
- د ويلي کېدو تودوالی يې ۲۱ کيلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی يې ۳۴۲ کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې ۲۳,۳ جوله\(کيلوين. موله) دی.
- مولي حجم يې ۷,۲۳ س. م. م\موله دی.

کرومیم په خپلواک (نږه) ډول شين وزمه سپين فلز دی. د س. گ په ۳۹ درجو تودوخه کې له پارامقناطیسي حالت څخه په انتي فيرومقناطيسي (د نېل د تودوخې ټکی) حالت بدلیږي.

کلکوالی یې **۵** موسه دی چې یو له ډېرو کلکلو نرو فلزونو څخه ګڼل کیږي. تر بیریلیم، تنګستن او یورانیمو وروسته دی. ډېر نرو کرومیم د میخانیکي بدلون (څټک وهلو، کږولو او نورو) ښه وړتیا لري.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د کرومیم د بلوري جالۍ جوړښت **مکعبي منځډک** سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې **۲,۸۸۵** انګسترومه دي.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې **۴۶۰** کیلوینه ده.



انځور: د کرومیم د بلوري جالۍ جوړښت **مکعبي منځډک** سېستم لري

کیمیايي خواص یې

- د کرومیم کووالینسي نیم قطر **۱۱۸** پ.م دی.
- د ایون نیم قطر یې (**e ۲** +) **۵۲** (**e ۳** +) **۶۳** پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې **۱,۶۶** پاولینګه دی.
- الکترودي څواک یې **۰,۷۴**- ولته دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې **۶**، **۳**، **۲**، ۰ دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو (ایونیزېشن) انرجي یې **۶۵۲,۴** کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (**۶,۷۶**) الکترون ولته ده.

د کرومیم ټول مرکبونه رنګ لري.

ساده توکی: کرومیم د غیر فعالېدو لامله په هوا کې پاینښت لرونکی دی. د همدې لامله له سولفوریک اسید H_2SO_4 او نایټریک اسید HNO_3 سره تعامل نه کوي. که چیرې ۲۰۰۰ س.ګ درجې تودوخه ورکړ شي، نو سوځي او زرغون رنګ لرونکی کرومیم (III) اکساید Cr_2O_3 جوړوي، چې امفوتیریک خاصیت، یانې دوه ګوني هم تېزابي او هم بنسټیز (بازي) خاصیت لري.

د کرومیم مرکبونه له بورون B سره سینتېز شوي لکه د کرومیم بورایډونه Cr_2B، CrB، Cr_3B_4، CrB_2، CrB_4 او Cr_5B_3. له کاربون سره سینتېز شوي دي لکه $Cr_{23}C_6$, Cr_7C_3 او Cr_3C_2. له سیلیکون Si سره سینتېز شوي لکه دا سیلیسایډونه Cr_3Si, Cr_5Si_3 او $CrSi$. له نایټروجن سره سینتېز شوي لکه دا نایټریډونه CrN او Cr_2N.

د کرومیم د مثبت ۲+ درجې مرکبونه: د کرومیم د اکساید جوړولو ۲+ درجه د ده د بنسټیز (بازي) اکساید یانې کرومیم (II) اکساید CrO (تور) سره سمون لري. د Cr^{2+} مالګې (د ژور رنګ محلولونه) د Cr^{3+} مالګو د جوړولو پر مهال، یا هم په تروه (تېزابي) چاپېریال کې د جستو ډای کروماټ په مرسته جوړېږي («د ازادېدو په شېبه کې د هایډروجن په مرسته») او فورمول یې په لاندې ډول دی:

$$2Cr^{3+} \xrightarrow[Zn,HCl]{[H]} 2Cr^{2+}$$

دا ټولې Cr^{2+} مالګې پیاوړي جوړوونکې دي، ان تر دې چې په ارام حالت کې هایډروجن له اوبو څخه وباسي. د هوا اکسیجن، په تېره بیا په تېزابي چاپېریال کې له Cr^{2+} سره اکساید جوړوي چې په پایله کې یې شین محلول ژر په زرغونه محلول بدلیږي.

د کرومیم قهوه یي یا زېړ هایډروکساید $Cr(OH)_2$ د کرومیم (II) د مالګو محلولونو ته د الکلي په وراضافه کولو سره ښکته کېني (خټېبل کیږي).

د کرومیم دا ډای هالیډونه سینتېز شوي لکه $CrF_2, CrCl_2, CrBr_2$ او CrI_2 .

د کرومیم د ۳+ مرکبونه : د کرومیم د اکسایډ جوړولو۳+ درجه د ده له امفوتیریک اکسایډ ، یانې کرومیم (III) Cr_2O_3 او هایډروکسایډ $Cr(OH)_3$ سره سمون لري؛ دواړه زرغون رنګ لري. د ا د کرومیم تر ټولو ډېر پایښت لرونکې درجه ده. د اکسایډ جوړولو په دې درجه کې د کرومیم مرکبونه له چټل-چونیا څخه نېولې (ایون $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$) تر زرغونه پورې رنګونه لري (د همغږۍ ساحه کې انیونونه شتون لري) .

د Cr^{3+} د $M^ICr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ (خورۍ ، زاج) ډوله سولفاټو جوړولو ته میل لري.

د کرومیم (III) د مالګو محلولونو ته د امونیا NH_3 په ورګډولو سره د کرومیم (III) هایډروکسایډ $Cr(OH)_3$ جوړیږي:

$$Cr^{3+} + 3NH_3 + 3H_2O \rightarrow Cr(OH)_3 \downarrow + 3NH_4^+$$

کېدای شي چې الکلي وکاریږي، خو د هغوی په ډېر زیاتوالي سره د حلېدو وړ هایډروکسوکومپلکس جوړیږي:

$$Cr^{3+} + 3OH^- \rightarrow Cr(OH)_3 \downarrow$$

$$Cr(OH)_3 + 3OH^- \rightarrow [Cr(OH)_6]$$

که چیرې کرومیم (III) اکسایډ Cr_2O_3 له الکلیو سره یو ځای ویلي شي نو کروماټ لاس ته راځي، لکه په دې لاندې بېلګه کې چې یې له سوډیم هایډروکسایډ NaOH سره تعامل کړی او سوډیم کروماټ (III) $NaCrO_2$ یې جوړ کړی:

$$Cr_2O_3 + 2NaOH \rightarrow 2NaCrO_2 + H_2O$$

د کرومیم (III) اکسایډ Cr_2O_3، چې سور شوی نه وي (تودوخه ورکړ شوې نه وي) د الکلیو په محلولونو او تېزابونو کې حلیږي، لکه په دې لاندې بېلګه کې چې یې له مالګې تېزابو HCl سره تعامل ښودل شوی:

$$Cr_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2CrCl_3 + 3H_2O$$

د کرومیم (III) د اکسایډ جوړولو پر مهال، د الکلیو په چاپیریال کې د کرومیم (VI) مرکبونه جوړیږي:

$$2Na_3[Cr(OH)_6] + 3H_2O_2 \rightarrow 2Na_2CrO_4 + 2NaOH + 8H_2O$$

د کرومیم (III) اکسایډ Cr_2O_3 د ویلي کولو پر مهال په الکلیو یا اکسایډ جوړوونکیو باندې، یا هم په هوا کې په الکلیو باندې هم همداسې پېښنه رامنځته کیږي. پر دې مهال ویلي شوی توکی زېړ رنګ خپلوي:

$$2Cr_2O_3 + 8NaOH + 3O_2 \rightarrow 4Na_2CrO_4 + 4H_2O$$

د کرومیم د ۴+ مرکبونه: د کرومیم ترای اکسایډ CrO_3 یا (کرومیم (VI) اکسایډ CrO_3) د په احتیاط تجزیه کولو سره د سرو اوبو د دوره وهلو (هایډروترمال) شرایطو کې کرومیم ډای اکسایډ (کرومیم (IV) اکسایډ) CrO_2 لاس ته راځي، چې فیرومقناطیس دی او (metallic conductivity) لري.

د کرومیم د تیتراهالیډونو له شمېر څخه کرومیم فلورایډ CrF_4 تر ټولو ډېر پایښت لرونکی دی، د کرومیم تیتراکلورایډ $CrCl_4$ یوازې په جوړو کې شتون لري.

د کرومیم د ۲+ مرکبونه: د کرومیم د اکسایډ جوړولو د ۲+ درجه له تېزابي کرومیم ترای اکسایډ CrO_3 او یو شمېر نورو داسې تېزابونو سره سمون لري چې تر منځ یې انډول شتون لري. له دوی څخه یې تر ټولو ډېر ساده کرومیک اسیډ H_2CrO_4 او دوه کرومیمي، ډای

کرومیک اسید $H_2Cr_2O_7$ دي. دوی دوې لیکې مالګې جوړوي: زېړ کروماټ او نارنجي ډای کروماټ.

د ټینګ سولفوریک اسید H_2SO_4 او ډای کروماټ د محلولونو په یو ځای کولو او تعامل کولو سره کرومیم ترای اکساید CrO_3 جوړیږي. همدا ډول تېزابي اکساید له اوبو سره د تعامل په پایله کې ډېر ناپایدار کروماتي تېزابونه جوړوي، لکه کرومیک اسید H_2CrO_4 ، ډای کرومیک اسید $H_2Cr_2O_7$ او نور کاني تېزابونه (غیرعضوي اسیدونه)، چې ټولیز فورمول یې $H_2Cr_nO_{3n+1}$ دی. د پولیمیر جوړېدنې (پولیمیریزېشن) د کچ لوېدل د هایډروجني شاخص pH له کمېدو سره سم ، مانا دا چې د تېزابیب له زیاتېدو سره سم رامنځته کیږي:

$$2CrO_4^{2-} + 2H^+ \rightarrow Cr_2O_7^{2-} + H_2O$$

خو که چیرې نارنجي پوتاسیم ډای کروماټ $K_2Cr_2O_7$ ته د الکلیو محلول ور واچول شي، نو رنګ یې ببرته زېړیږي، ځکه چې بیا پوتاسیم کروماټ K_2CrO_4 جوړیږي چې د تعامل معادله یې دا ده:

$$Cr_2O_7^{2-} + 2OH^- \rightarrow 2CrO_4^{2-} + H_2O$$

پولیمیر جوړېدنه (پولیمیریزېشن) تر لوړ کچ، لکه څنګه چې تنګستن W او مولیبډینیم Mo ته ورپېښیږي، پورې نه رسیږي ځکه چې پولي کرومیک اسید په کرومیم ترای اکساید CrO_3 او اوبو وېشل کیږي، چې د تعامل معادله یې په لاندې ډول وړاندې کیږي:

$$H_2Cr_nO_{3n+1} \rightarrow H_2O + nCrO_3$$

د کروماټ د حلېدو وړتیا تخمینن د سولفاټ د حلېدو له وړتیا سره برابره ده. له هغه شمېر څخه زېړ باریم کروماټ $BaCrO_4$ هم د کروماټ محلولونو ته او هم د ډای کروماټ محلولونو ته د باریم د مالګو له وراضافه کولو سره ښکته کیږي (تل ته کېني):

$$Ba^{2+} + CrO_4^{2-} \rightarrow BaCrO_4 \downarrow$$

$$2Ba^{2+} + Cr_2O_7^{2-} + H_2O \rightarrow 2BaCrO_4 \downarrow + 2H^+$$

د سپینو زرو لږ حلېدونکی کروماټ، چې وینو ته ورته سور رنګ لري، جوړېدنه د سنجش اسیډ په مرسته په ګډوله فلزونو کې د سپینو زرو د مالومولو لپاره کارېږي. کرومیم پینتافلوراید **CrF_5** او لږ پایښت لرونکی کرومیم هېکزافلوراید **CrF_6** پېژندل شوي دي. همدا راز د کرومیم الوتونکي اکسي هالیډونه **CrO_2F_2** او **CrO_2Cl_2** (کرومیل کلوراید **CrO_2Cl_2**) هم لاس ته راغلي دي.

د کرومیم **(VI)** مرکبونه پیاوړي اکساید جوړوونکي دي، د ساري په توګه:

$$K_2Cr_2O_7 + 14HCl \rightarrow 2CrCl_3 + 2KCl + 3Cl_2 \uparrow + 7H_2O$$

که چیرې د هایډروجن پراکساید **H_2O_2** ډای کروماټ ته سولفوریک اسیډ **H_2SO_4** ، او عضوي حلوونکی (ایتر) ورګډ شي، نو د کرومیم **(VI)** پراکساید **CrO_5L** جوړوي چې شین رنګ لري (دلته د **L** توری د حلوونکي مالیکول دی)، او عضوي قشر ته وزي؛ دا تعامل د شننیز تعامل په توګه کارېږي.

انځور: د کرومیم بې اوبو مرکب کرومیم ترای کلورایډ یو جامد توکی دی چې چوښیا رنګ لري، کیمیايي فورمول یې $CrCl_۳$ دی . تر ټولو ډېره خپره شوې بڼه یې هیکزاهایډراټ $CrCl_۳(H_۲O)_x$ دی چې د کتالیستونو په توګه او د وړیو د رنګولو لپاره کارېږي

ایزوټوپونه یې

تر اوسه د کرومیم کیمیايي عنصر ۲۲ ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۴۲ (^{۴۲}Cr) څخه پیل او پر ۲۷ (^{۶۷}Cr) پای ته رسیږي. له دې ټولو ایزوټوپونو څخه یې یوازې ۴ پایښت لرونکي دي چې په طبیعت کې موندل کیږي او هغه د ^{۵۰}Cr ، ^{۵۲}Cr ، ^{۵۳}Cr ، ^{۵۴}Cr ایزوټوپونه دي . د ^{۵۲}Cr ایزوټوپ یې تر ټولو ډېر خپور شوی چې ډېروالی یې ۸۳,۷۸۹ سلنه دی . داسې شک شتون لري چې د کرومیم-۵۰ ایزوټوپ د $\beta^+\beta^+$ بېټا-مثبت-بېټا-مثبت تجزیه ولري او په پایله کې یې د ټیټانیم ^{۵۰}Ti ایزوټوپ جوړ شي . د کرومیم د دې ایزوټوپ نیمايي عمر تر $۱.۸x۱۰^{۱۷}$ کلونو زیات دی . د دې عنصر نور ۲۲ رادیواکتیفي ایزوټوپونه ټول مصنوعي دي . د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د کرومیم-۵۱ ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۲۷,۷ ورځې دی . د نورو ټولو

رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمایي عمر تر **۲۴** ساعتونو لنډ دی، د ډېرې عمر یې تر یوې دقیقې هم لنډ دی. دا عنصر **۲** هسته یي ایزومیرونه (متهیج حالتونه) هم لري چې هغه **^{۴۵m}Cr** او **^{۵۹m}Cr** دي.

د کرومیم تر **۵۲** شمېرې پایښت لرونکي ایزوټوپه مخکې رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې ډول الکتروني اشغال دی، او تر **۵۴** شمېرې پایښت لرونکي ایزوټوپه وروسته رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې ډول بېتا-منفي-تجزیه دی.

کارونه یې

کرومیم د ګډوله پولادو (له هغه شمېر څخه د زنګ نه وهونکیو پولادو)، همدا راز د یو شمېر نورو ګډوله فلزونو ارزښتناک ترکیبي توکی دی. نورو فلزونو ته د ویلي کولو پر مهال د کرومیم وراضافه کول د دغو ګډوله فلزونو کلکوالی زیاتوي او د زنګ نه وهلو وړتیا یې پیاوړې کوي.

دا فلز د ګډوله فلزونو په تولید کې کارېږي: کرومیم-۳۰ او کرومیم-۹۰، پلازما تورچ، او په تشیال (کیهاني) صنعت کې هم کارېږي.

۲۵. منګانیز

منګانیز د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د څلورمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې **۲۵** او سېمبول یې **Mn** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې(**Manganum**)، په انګرېزي کې(**Manganese**) او په روسي ژبه کې (**Mápганец**) دی. منګانیز ساده توکی دی او د ثبت د سي اې ایس (**CAS**) شمېره یې (**۷۴۳۹-۹۶-۵**) ده. دا سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی، چې د ده له ګډوله فلزونو او وسپنې سره د تورو فلزونو په شمېر کې راځي.

انځور: منګانیز یو سخت، خو ژر ماتېدونکی سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی

تاریخچه یې

د منګانیز یو له بنستیزو مینرالونو څخه پیرولوزیټ (MnO_2) په لرغونیو زمانو کې د تورې مګنیزیا په نامه نامتو وو او د ښیښو په جوړولو کې د هغوی د روښانتیا لپاره کارېده. دی یې د مګنیټیټ Fe_3O_4 وسپنې یو ډول ګاڼه او دا فاکټ چې دا توکی وسپنکښ (مقناطیس) ځان ته نه راکشاوه، لرغوني رومي لیکوال «ګایوس پلینیوس سیکوندوس» (۲۳ او ۲۴ ز- ۷۹ ز کلونه) داسې تشریح کاوه چې توره مګنیزیا ښځینه نوم دی نو ځکه یې په وړاندې وسپنکښ لېوالتیا نه ښيي. سویډني کیمیاپوه «کارل ویلهلم شیله» (۱۷۴۲-۱۷۸۶) پر ۱۷۷۴ ز کال دا وښوده چې د نوموړې کاني ډبرې په ترکیب کې یو نامالوم فلز شتون لري. ده د دغې کاني ډبرې څو بېلګې خپل ملګري بل سویډني کیمیاپوه «یوهان ګوتلیب ګاهن» (۱۷۴۵-۱۸۱۸) ته واستولې او هغه پیرولوزیټ له سکرو سره یو ځای په تودنۍ (بخارۍ) کې واچول، تودوخه یې ورکړه او په پایله کې یې فلزي منګانیز لاس ته راووړ. د ۱۹ ز پېړۍ په سر کې د دې عنصر لپاره د «منګانوم» نوم ومنل شو چې د الماني ژبې له (Manganerz) څخه اخیستل شوی او د منګانیز کاني ډبرې مانا لري.

په طبیعت کې د منګانیز شتون

منګانیز په ځمکه کې د خپرېدا له پلوه ۱۴ عنصر دی او تر وسپنې وروسته دویم درونده فلز دی چې د ځمکې په پاسني کلک قشر کې یې کچه د ځمکې د دغه قشر د اتومونو له ټولیز شمېر څخه په سلو کې ۰٫۰۳ سلنه ده. د منګانیز وزني کچه له تروو څخه، چې په یوه ټن کې ۲۰۰ ګرامه دی، تر عمومي ډبرو پورې په یوه ټن کې ۲٫۲ کیلوګرامه دی. دا عنصر د وسپني په ډبرو کاني ډبرو کې له هغې سره ملګری دی، یانې د وسپنې په ډبرو کاني ډبرو کې منګانیز هم موندل کېږي، خو د ده د پیدا کېدو خپلواک ځایونه هم شتون لري. د ګورجیستان په «کوتایسي» ولسوالۍ کې د منګانیز کاني ډبرو ۴۰ سلنه متمرکز شوې ده. هغه منګانیز چې په غرنیو کاني ډبرو کې شتون لري، اوبه یې ورو ورو وړي او د نړیوال سمندر اوبو ته یې ورګډوي. خو له دې سره سره یې د سمندري او سمندرګیو په اوبو کې کچه لږ ده او 10^{-6}—10^{-7} سلنه کېږي. د سمندر په ژورو ځایونو کې یې کچه تر ۰٫۳ سلنې پورې زیاتېږي، ځکه چې په اوبو کې له حل شوي اکسیجن سره اکسایډ جوړوي او په پایله کې یې په اوبو کې نه حلېدونکی منګانیز اکسایډ جوړېږي چې هیدراتي شوې بڼه ($MnO_2 \cdot xH_2O$) یې د سمندر ټیټو قشرونو ته ښکته کېږي او هلته په تل کې وسپنیزو- منګانیزي مینرالي ډبرې ته ورته جوړښت (**concretion**) جوړوي. په دغو وسپنیزو- منګانیزي ډبرو ته ورته جوړښتونو کې د منګانیز کچه کېدای شي چې تر **۴۵** سلنې ورسیږي. همدا راز په هغوی کې د مسو، نیکلو او کوبالټو مخلوط هم ګډ وي. دا ډبرې ته ورته جوړښتونه کېدای شي چې په راتلونکې کې د صنعت لپاره د منګانیز سرچینه شي.

د منګانیز مینرالونه

د منګانیز مینرالونه دا دي:

- پیرولوزیټ $MnO_2 \cdot xH_2O$ ، تر ټولو ډېر خپور شوی مینرال دی چې په سلو کې ۶۳,۲ سلنه منګانیز لري؛
- منګانیټ $MnO(OH)$ ، دا غنم رنګې منګانیزي کاني ډبره ده چې په سلو کې ۶۲,۵ سلنه منګانیز لري؛
- براونیټ $3Mn_2O_3 \cdot MnSiO_3$ ، په سلو کې ۶۹,۵ سلنه منګانیز لري؛
- هاوسمانیټ $(Mn^{II}Mn_2^{III})O_4$ ؛
- روډوکروزیټ $MnCO_3$ ، یو منګانیز لرونکی سپاټ (Spat) دی، سور ځیګري رنګ لري ، او په سلو کې ۴۷,۸ سلنه منګانیز لري؛
- پسیلومیلان $mMnO \cdot MnO_2 \cdot nH_2O$ ، په سلو کې له ۴۵ څخه تر ۶۰ سلنې منګانیز لري؛
- پورپوریټ $Mn^{3+}[PO_4]$ ، په سلو کې له ۳۶ څخه تر ۶۵ سلنې منګانیز لري.

انځور : پیرولوزیټ $MnO_2 \cdot xH_2O$ د منګانیز تر ټولو ډېر خپور شوی مینرال دی چې په سلو کې ۶۳,۲ سلنه منګانیز لري

لاس ته راوړل یې

- د الومینوترمي مېتود په واسطه منګانیز (III) اکسایډ Mn_2O_3 چاڼل پاکیږي، چې د پیرولوزیټMnO_2 د سره کولو (تودوخې ورکولو) پر مټ جوړیږي:

$$4MnO_2 \rightarrow 2Mn_2O_3 + O_2$$

$$Mn_2O_3 + 2Al \rightarrow 2Mn + Al_2O_3$$

- د منګانیز کوک په واسطه وسپنې لرونکې اکسایډي کاني ډبرې چاڼل کیږي او منګانیز ترې تر لاسه کیږي . په دې مېتود سره زیاتره په فلز ویلي کولو کې فیرومنګانیز لاس ته راځي (۸۰ سلنه منګانیز).
- نږه فلزي منګانیز د الکترولیز په واسطه لاس ته راځي.

ایزوټوپونه یې

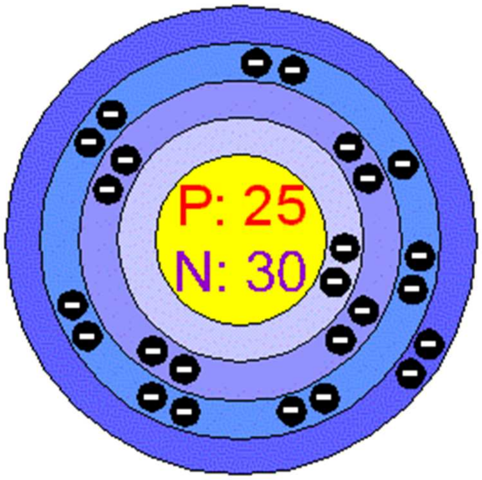
طبیعي منګانیز یوازې له یوه پایښت لرونکي ایزوټوپه جوړ دی او هغه د ^{55}Mn ایزوټوپ دی. دا عنصر نور ۲۵ رادیواکتیفي ایزوټوپونه هم لري چې پېژندل شوي او د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{53}Mn ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۳,۷ میلیونه کاله دی. بل یې د ^{54}Mn ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۳۱۲,۳ ورځې دی، او بل یې هم د ^{52}Mn ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۵,۵۹۱ ورځې دی. د نورو ټولو رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمایي عمر تر ۳ ساعتونو لنډ دی، د ډېرو نیمایي عمر یې تر یوې دقیقې هم لنډ دی . د منګانیز-۴۵ ایزوټوپ نیمایي عمر نامالوم دی. دا عنصر ۳ هسته یي ایزومیري حالتونه هم لري. د دې عنصر د ټولو ۲۷ ایزوټوپونو د کتلو شمېرې له ۴۴ څخه پیل او پر ۲۹ پای ته رسیږي.

د منګانیز اتوم

د منګانیز د اتوم هسته له **۲۵** پروتونونو او **۳۰** نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې **۲۵** الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره **۴** ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې **۲**، په دویمه کې یې **۸**، په دریمه کې یې **۱۳**، او په څلورمه 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) **۵۵** دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د منګانیز اتومي کتله **۵۴,۹۳۸۰۴۵** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول **[Ar] ۳d۵ ۴s۲** سره ښودل کېږي.
- د اتوم نیمايي قطر یې **۱۳۵** پ. م دی.



انځور: د منګانیز د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د منګانیز کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې ۷,۲۱ ګرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. ګ په شمېر ۱۲۴۶ ده. (د ک په شمېر ۱۵۱۹ ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. ګ په شمېر ۲۰۶۱ ده. (د ک په شمېر ۲۳۳۴ ده) .
- د ویلي کېدو تودوالی یې ۱۳,۴ کیلوجوله\موله دی.
- د براس تودودالی یې ۲۲۱ کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې ۲۶,۳ جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې ۷,۳۹ س. م. م\موله دی.

منګانیز ۵ الوتروپي ډولونه لري، چې ۴ یې مکعبي او یو ډول یې څلور څنډیز (تیتراګونال) بلوري جالۍ جوړښت لري.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د منګانیز د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې ۸,۸۹۰ انګسترومه دي.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې ۴۰۰ کیلوینه ده.

کیمیایي خواص یې

- د منګانیز کووالینسي نیم قطر ۱۱۷ پ. م دی.
- د ایون نیمایي قطر یې (+۷e) ۴۶ (+۲e) ۸۰ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۱,۵۵ پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک یې ۱,۱۸۰- ولټه دی.

- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۱+ ، ۰ ، ۲+ ، ۳+ ، ۴+ ۵ ، ۶+ ، ۷+ دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۷۱۷, ۸ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۷, ۴۳) الکترون ولټه ده.

په هوا کې د اکسایډ کېدو پر مهال غیر فعال کیږي. د منګانیز پوډري بڼه په اکسیجن کې سوځي ($Mn + O_2 \rightarrow MnO_2$) . منګانیز د تودولو پر مهال اوبه تجزیه کوي، هایډروجن جلا کوي ($Mn + 2H_2O \xrightarrow{t} Mn(OH)_2 + H_2\uparrow$) ، د منګانیز جوړېدونکی هایډروکسایډ تعامل ورو کوي.

منګانیز هایډروجن جذبوي، د تودوخې د درجې په لوړېدو سره یې په منګانیز کې د حلېدو وړتیا زیاتیږي. د تودوخې په ۱۲۰۰ س. ګ درجو کې له نایټروجن سره تعامل کوي او د بېلابېل ترکیب لرونکي نایټریډونه جوړوي.

کاربون له ویلي شوي منګانیز سره تعامل کوي، منګانیز کاربیډ Mn_3C او نور کاربیډونه جوړوي. همدا راز سیلیسایډونه، بورایډونه او فاسفیډونه هم جوړوي.

له مالګې تېزابو HCl او سولفوریک اسیډ H_2SO_4 سره له لاندینۍ معادلې سره سم تعامل کوي:

$$Mn + 2H^+ \rightarrow Mn^{2+} + H_2\uparrow$$

له ټینګ سولفوریک اسیډ H_2SO_4 سره یې د تعامل کولو معادله دا ده چې په پایله کې یې د منګانیز (II) سولفاټ $MnSO_4$ ، سولفورډای اکسایډ SO_2 او اوبه H_2O جوړیږي:

$$Mn + 2H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$$

له نري نایټریک اسیډ HNO_3 سره د تعامل کولو په پایله کې منګانیز (II) نایټراټ $Mn(NO_3)_2$ ، نایټریک اکسایډ NO او اوبه H_2O جوړوي چې د تعامل معادله یې دا ده:

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

منگانیز د الکلي په محلول کې ثابت او بې بدلونه دی.

دا عنصر دا لاندې اکسایډونه جوړوي لکه منگانیز (II) اکسایډ MnO ، منگانیز (III) اکسایډ Mn_2O_3 ، منگانیز ډای اکسایډ MnO_2 ، منگانیز (III) اکسایډ MnO_3 (په ازاد ډول نه دی ښېل شوی) او منگانیز هیپتاکسایډ Mn_2O_7 .

منگانیز هیپتاکسایډ Mn_2O_7 په عادي شرایطو کې یو اوبلن غوړین توکی دی، ټینگ زرغون رنگ لري او ډېر ناپایدار دی؛ له ټینگ سولفوریک اسیډ H_2SO_4 سره یې په مخلوط کې عضوي توکي اور اخلي. منگانیز هیپتاکسایډ Mn_2O_7 د تودوخې په ۹۰ س. گ درجو کې له چاودنې سره تجزیه کیږي. تر ټولو ډېر پایښت لرونکي اکسایډونه یې منگانیز (III) اکسایډ Mn_2O_3 او منگانیز ډای اکسایډ MnO_2 دي. همدا راز گډ اکسایډ لکه منگانیز (II,III) اکسایډ Mn_3O_4 ($2MnO{\cdot}MnO_2$ یا د Mn_2MnO_4 مالگه).

له الکلیو سره د منگانیز ډای اکسایډ MnO_2 (پیرولوزیټ) یوځای ویلي کول د اکسیجن په شتون کې منگناټونه جوړوي، لکه په دې لاندې بېلگه کې چې یې له پوتاسیم هایډروکسایډ KOH سره د یو ځای ویلي کېدو په پایله کې پوتاسیم منگناټ K_2MnO_4 جوړ کړی دی:

$$MnO_2 + 4KOH + O_2 \rightarrow 2K_2MnO_4 + 2H_2O$$

د منگناټ محلول ټینگ زرغون رنگ لري. د تروه کولو پر مهال یې تعامل په لاندې ډول ترسره کیږي:

$$MnO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 3K_2SO_4 + 2HMnO_4 + MnO(OH)_2\downarrow + H_2O$$

محلول د MnO_4^- د انیون د راپیدا کېدو لامله سور او لږ ځیګري رنګ خپلوي او له هغه څخه د منګانیز **(IV)** هایډروکسایډ د اکسایډ قهوه یي رنګ لرونکی رسوب ښکته کیږي.

منګانیزي تېزاب ډېر پیاوړي دي، خو پایښت لرونکي نه دي؛ هغه نه شي کېدای چې تر ۲۰ سلنې زیات ټینګ کړای شي. پخپله تېزاب او د ده مالګې (پرمنګناټونه) پیاوړي اکسایډ جوړوونکي دي. د ساري په توګه پوتاسیم پرمنګناټ $KMnO_4$ د محلول د هایډروجني وزن **pH** په پام کې نیولو سره له بېلابېلو توکیو سره اکسایډ جوړوي او د منګانیز تر داسې مرکبونو پورې بدلیږي (بشپړیږي)، چې د اکسایډ جوړولو بېلابېلې درجې لري. په تېزابي چاپیریال کې د منګانیز **(II)** تر مرکبه پورې، په منځني (خنثا) چاپیریال کې د منګانیز **(IV)** مرکبه پورې، په ډېر پیاوړي الکلي چاپیریال کې تر منګانیز **(VI)** مرکبه پورې.

که چیري پرمنګناټونو ته تودوخه ورکړل شي نو تجزیه کیږي او اکسیجن ازادوي. دا د خالص یا نږه اکسیجن د لاس ته راوړلو یوه له لابراتواري طریقو څخه ده. د تعامل کولو معادله یې (د پوتاسیم پرمنګناټ $KMnO_4$ په بېلګې سره) په لاندې ډول ده:

$$2KMnO_4 \xrightarrow{t^0} K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$$

د پیاوړیو اکسایډ جوړوونکیو تر اغېز لاندې د منګانیز دا Mn^{2+} ایون د ده په دې MnO_4^- ایون بدلیږي:

$$5PbO_2 + 6HNO_3 \rightarrow 2HMnO_4 + 2PbSO_4 + 3Pb(NO_3)_2 + 2H_2O$$

دا تعامل د Mn^{2+} د کیفي مالومونې او ټاکنې لپاره کاریږي.

منګانیز **Mn (II)** د مالګو محلولونو ته د الکلي ورکولو پر مهال له هغوی څخه د منګانیز **(II)** د هایډروکسایډ خټېبل تل ته ښکته کیږي، چې د اکسایډ جوړولو پر مهال په هوا کې ژر طغیاني کیږي.

د منګانیز ترای کلورایډ $MnCl_3$ او منګانیز سولفاټ $Mn_2(SO_4)_3$ مالګې بې پایښته دي. د منګانیز دا هایډروکسایډونه، لکه منګانیز هایډروکسایډ $Mn(OH)_2$، او منګانیز (III) هایډروکسایډ $Mn(OH)_3$ بنسټیز خاصیت لري، د منګانیز اکسایډ-هایډروکسایډ $MnO(OH)_2$ امفوتیریک دی. د منګانیز (IV) کلورایډ $MnCl_4$ ډېر بې پایښته دی، که تودوخه ورکړ شي نو تجزیه کیږي او دا طریقه د کلورینو د لاس ته راوړلو لپاره کاریږي، چې معادله یې دا ده:

$$MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 \uparrow + 2H_2O$$

د منګانیز د اکسایډ جوړولو صفر درجه د سیګما σ - ورکوونکو او تاو π - اخیستونکو لیګانډونو په مرکبونو کې څرګندیږي . د منګانیز لپاره د کاربونیل ترکیب $Mn_2(CO)_{10}$ هم پېژندل شوی دی.

د منګانیز د سیګما σ - ورکوونکو او تاو π - اخیستونکو لیګانډونو نور مرکبونه هم پېژندل شوي دي لکه (PF_3, NO, N_2, $P(C_6H_5)_3$).

په صنعت کې کارونه

د منګانیز د فیرومنګانیز بڼه په صنعت کې د پولادو د ویلي کولو پر مهال په هغوی کې د حل شوي اکسیجن د لرې کولو لپاره کاریږي. پولادو ته د ۱۲-۱۳ سلنې منګانیز ورګډول (چې د هادفیلډ پولادو یا منګالوی پولادو په نامه یادیږي)، له نورو ګډوله فلزونو سره پولاد ډېر کلکوي، د ګوزارونو او دروندوالي په وړاندې یې مقاومت ډېروي. دا ډول پولاد د چره ییزو ژرندو (Ball mill)، ځمکه کېندونکیو او ډبرو وړه وونکیو (میده کوونکیو) ماشینونو، زغره وال اوزار او نورو په جوړونه کې کاریږي. «د هېندارو چوون» ته تر ۲۰ سلنې منګانیز ورګډیږي.

د ۸۳ سلنې مسو **Cu** ، ۱۳ سلنې منګانیز **Mn** او ۴ سلنې نیکلو **Ni** یو ځای ویلي کول او ګډوله فلز (منګانین) ډېر لوړ برېښنايي مقاومت لري او د تودوخې له بدلون سره ډېر لږ بدلون مومي. ځکه خو دا ګډوله فلز د پوتنسیومتر (د برېښنا د مقاومت عیاروونکی، د ولتاژ وېش کوونکی) او نورو په جوړولو کې کارېږي.

منګانیز له برونز او ژېړو (برنج) سره هم ګډېږي.

د منګانیز ډای اکسایډ MnO_2 ډېره برخه د جستي-ګالوانیکي پیلونو (سلولونو) په تولید کې کارېږي. (ګالوانیکي پیلونه د برېښنا کیمیايي سرچینې دي).

همدارنګه د منګانیز مرکبونه په پراخه پیمانه هم په نري عضوي سینتېز کې (منګانیز ډای اکسایډ MnO_2 او پوتاسیم پرمنګناټ $KMnO_4$ د اکسایډ جوړوونکیو په توګه) او هم په صنعتي عضوي سینتېز کې (د هایډروکاربونونو د اکسایډ جوړولو د کتالیستونو برخې، د ساري په توګه د تیري فتالیک اسیډ $C_6H_4(CO_2H)_2$ په تولید کې د کسیلین د اکسایډ جوړولو په واسطه، د پارافینو اکسایډ جوړول په لوړو غوړینو تېزابو) کارېږي.

د منګانیز ارسینیډ **MnAs** ډېر ستر مګنیتوکالوریک اغېز (**magnetocaloric effect**) لري، چې تر فشار لاندې پیاوړی کیږي.

د منګانیز ټیلوریډ **MnTe** د راتلونکې لپاره یو ترموالکتریکي توکی دی. ترموالکترو خوځېدونکی (حرکت کوونکی) ځواک یې ۵۰۰ میکرو ولټه **мкB/K** دی.

۲۶. وسپنه

وسپنه د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د څلورمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۲۶ او سېمبول یې Fe دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Ferrum**)، په انګرېزي کې (**Iron**) او په روسي ژبه کې (**Желéзо**) دی. وسپنه د ځمکې په پاسني کلک قشر کې یو له ډېرو خپرو شویو فلزونو څخه دی چې د ډېروالي له پلوه تر الومینیم وروسته دویم ځای لري.

د وسپنې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره (**۷۴۳۹-۸۹-۶**) ده. دا یو ساده توکی دی چې سپینو زرو ته ورته رنګ لري، د ځنک وهلو او د کیمیایي تعامل کولو ډېره وړتیا لري. دا فلز د تودوخې په لوړو درجو، یا د هوا په ډېر لنده بل کې ژر زنګ وهي او خوړل کیږي. وسپنه په نره اکسیجن کې سوځي، وړه شوې (پوډري) بڼه یې په هوا کې پخپله اور اخلي.

زیاتره د وسپنې په نامه هغه فلزونه یادیږي چې ګډوله وي، یانې چې له دې سره تر ۸ , ۰ سلنې پورې نور فلزونه ګډ شوي وي، چې د نره فلز نرموالی او کږولو راکږولو وړتیا ساتي. خو په عمل کې زیاتره له وسپنې سره د کاربون ګډوله فلزونه کاریږي، چې پولاد نومیږي. که چیرې له وسپنې سره د وزن له پلوه ۲,۱۴ سلنه کاربون ویلي شي پولاد ترې جوړیږي. د چوون جوړولو لپاره له وسپنې سره د وزن له پلوه څه د پاسه ۲,۱۴ سلنه کاربون یو ځای کیږي. همدا راز د زنګ نه وهونکیو پولادو د جوړولو لپاره له وسپنې سره کرومیم، منګانیز، نیکل او ځینې نور فلزونه یو ځای ویلي کیږي. د وسپنې د ځانګړیو خواصو ټولګې دا فلز د انسان لپاره د ارزښت (اهمیت) له پلوه په لومړۍ درجه فلز بدل کړی دی.

وسپنه په طبیعت کې ډېره لږ په سوچه ډول موندل کیږي، ډېرې مهال دا عنصر د وسپنیزو-نیکلي «میټیوریټ» (**Meteorite**) اسماني ډبرو په ترکیب کې شتون لري. د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د دې فلز کچه **۴,۲۵** سلنه ده، یانې دا چې تر اکسیجن، سیلیکون او

الومينيم وروسته څلورم ځای لري. داسې ګڼل کیږي چې د ځمکې د هستې لویه برخه وسپنې جوړه کړې ده.

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

تاریخچه یې

وسپنه د اوزار جوړوونکي توکي په توګه له لرغونیو زمانو راهیسې نامتو ده. له وسپنې څخه تر ټولو ډېر لرغوني جوړ شوي سامان الات د لرغونپوهنې په کېندنو کې موندل شوي چې عمر یې د مخزېږد (میلاد دمخه) څلور زره کاله دی، چې په لرغونیو سومریانو او د لرغوني مصر په تمدن پورې اړه لري. دا له میټیوریټي وسپنې څخه، یانې چې د وسپنې او نیکل له ګډوله فلز څخه جوړ شوی سامان (د نیکل سلنه پکې له **۵** څخه تر **۳۰** ده) د مصر د لرغونیو قبرونو زینتي ګاڼه ده، چې د مخزېږد نږدې پر **۳۸۰۰** کال پورې اړه لري. له دې سامان څخه یې یو خنجر دی چې د سومریانو له «اورا» ښار څخه دی او د مخزېږد په **۳۱۰۰** کال پورې اړه لري. د میټیوریټي وسپنې اسماني ریښې څخه د وسپنې یو نوم هم سرچینه

اخلي چې په يوناني او لاتيني ژبو کې يې «سيدر» بولي، چې د «ستوريز، د ستوري» مانا لري.

له ويلې شوي وسپنې څخه جوړ شوي شيان او سامان ان اروپا ته د اريايانو د مهاجرت، د مديترانې سمندرگي ټاپوگانو او تر هغوی وړاندې سيمو ته د مهاجرت له مهاله مالوم دي، يانې د مخزېږد د څلورمې زريزې له پاي او دربيمې زريزې له پيله. تر ټولو ډېر لرغونی وسپنيز سامان د مصر د «جيزه» له ستر هرم (Great Pyramid of Giza) (بل نوم د خيوپس هرم) څخه تر لاسه شوی دی. د «جيزه» نوموړی هرم د مخزېږد پر نږدې ۲۵۳۰ کال جوړ شوی دی. د افريقا په «النوبة» (Nubian Desert) صحرا کې کېندنو ښودلې چې پر هماغو وختونو مصريانو، په داسې حال کې چې هڅه يې کوله د راايستلو پر مهال له درنې ماگنيټيټي شگې څخه سره زر بېل کړي، هغه کانې ډبرې يې له سبوسو سره سرې کولې (تودوخه ورکوله)، چې کاربون يې په ترکيب کې وو. په پايله کې به د ويلې شويو سرو زرو له پاسه د وسپنې قشر راپيدا شو او بيا به يې دا وسپنيز قشر بېل پاکاوه. له دغې وسپنې څخه به يې اوزار جوړول او له دغو اوزارو څخه هغه اوزار هم ول چې د «جيزه» په هرم کې وموندل شول. خو د «خيوپس» تر لمسي «منکورع» يا (منکور) (د مخزېږد ۲۴۷۱-۲۴۲۵ کلونه) وروسته په مصر کې فساد او فتنې رامنځته شوې، اشرافو د ديني کېښ له مشرو خدمتگارو سره يو ځای د خدای «رع» تر مشرۍ لاندې واکمنه کورنۍ راوپرزوله او د په ناقانونه توگه واک و ځواک ته رسېدليو اشخاصو زور زياتی پيل شو. دا حالت د فرعونانو د بلې راتلونکې کورنۍ د فرعون «اوسېرکار» په واک و ځواک ته رسېدو سره پای ته ورسېد، او د ديني کېښ خدمتگارانو له خوا پخپله د خدای «رع» د زوی په توگه اعلان شو او د هغه له لوري يې پر دوی رانازل شوی وگاڼه. (له هماغه مهاله دا د فرعونانو د رسمي درجې په توگه پاتې شو). د دغو فتنو او فساد په بهير کې د مصريانو کولتوري او تخنيکي پوهه ډېره ټيټه او کمزورې شوه او لکه څنگه چې يې د اهرامونو د ودانۍ هنر له ناکامۍ او له منځه تگ سره مخامخاوه، هماغسې يې د وسپنې د توليد ټکنالوجي هم له منځه يووړه. تر دې وروسته مصريانو په داسې حال کې چې د سينا په ټاپووزمه کې يې د

مسو د کانونو لټون کاوه، هلته يې شتو وسپنې لرونکيو کاني ډبرو ته هيڅ پام ونه کړ او وسپنه يې له ګاونډيو هېتيانو او ميتيانيانو څخه تر لاسه کوله.

لومړی هېتيانو د وسپنې د ويلي کولو مېتود زده کړ، په دې اړه د هېتيانو په لرغونيو (تر مخزېږد ۲۰۰۰ کاله پخوا) متنونو کې يادونه شوې ده. هېتيانو خپله امپراتوري د اوسنۍ توركيې د اناتوليا په خاوره کې جوړه کړه. د ساري په توګه د هېتياتو د پاچا «انيتا» په متن کې (د مخزېږد پر ۱۸۰۰ کال) داسې راغلي دي:

«کله چې ما د «پوروس هانده» (پوروش هانده) ښار ته لښکرکشي وکړه، نو يو سړی له پوروس هانده ښار څخه ماته د ارادتمندۍ او تعظيم په خاطر راغی (...؟) او ماته يې د اطاعت په توګه يو وسپنيز پلاز او يوه وسپنيزه امسا (؟) راوړل...

ګيورګادزې. ګ. ګ «د انيتا متن» او د هېتيانو د پخواني پېښليک ځينې مسئلې. د «وېستنيک درېونۍ ايستوري» خپرونه، د **۱۹۲۵** ز کال **۴** ګڼه.

په لرغونيو زمانو کې «خاليبان» له وسپنې څخه د ځيزونو د جوړولو ښه پېښان او ماسټران ول. په يو روايت کې د ارګوناتانو په اړه (د کولخيس دولت ته د دوی لښکر کشي تخمين له «تروا» جګړې څخه **۵۰** کاله وروسته ترسره شوه) ويل کيږي چې د کولخيسانو پاچا «اېت» د ارګوناتانو مشر او لاربنود «ياسون» ته وسپنيزه يوې (کولبه) ورکړه، د دې لپاره چې د «اريس» ځمکه يوې کړي او د ده د اتباعو «خاليبانو» په اړه پکې داسې بيان شوی دی :

دوی ځمکه نه يوې کوي، د مېوې ونې پکې نه کېنوي، په ګڼو او زرغونو چمنونو کې رمې نه پيايي ؛ دوی له ځمکې څخه کاني ډبرې او وسپنه راباسي او په هغوی خوراکتوکي تبادله کوي. د دوی ورځ بې درانه کاره نه پيلېږي، دوی تياره شپه، په ټينګ لوګي کې او کرۍ ورځ په کار کولو تېروي...

ارستو د دوی له خوا د پولادو د لاس ته راوړلو طریقه داسې بیان کړې: «خالیبانو» د خپل هېواد د سیند شگه څو ځلي پرې مینځله، په دې ډول یې تور ترکیبي توکی (درنده برخه چې په ټوله کې له مگنیټیټ او هیماټیټ څخه جوړه وه)، بېلاوه او په بټیو کې یې ویلي کاوه؛ په دې ډول سره لاس ته راغلي فلز سپینو زرو ته ورته رنگ درلود او زنگو نه واهه.

د پولادو د ویلي کولو لپاره د اومه توکي په توگه مگنیټیټي شگې کارېدې چې ډېری مهال د تور سمندرگي غاړو ته لیدل کیږي. دغه مگنیټیټي شگې د مگنیټیټ، تیتانو- مگنیټیټ یا هم ایلمینیټ د وړو دانو له مخلوط او د نورو ډبرو له ټوټو څخه جوړې دي، په دې ډول «د خالیبانو» له خوا ویلي کېدونکي پولاد نور مخلوط درلود، یانې چې گډوله فلز وو او ډېر ښه خواص یې لرل. د وسپنې د لاس ته راوړلو دا ډول ځانگړې طریقه د دې ښکارندوی وه چې «خالیبانو» وسپنه یوازې د ټکنالوجیکي توکي په توگه خپره کړه او د دوی طریقه نه شو کېدای چې د وسپنې د سامان الاتو د صنعتي تولید گډ مېتود وي. خو د دوی تولید د دې لپاره خدمت وکړ چې د وسپنې د فلز ویلي کولو د چارو د راتلونکې ودې لپاره یو خوځښت شي.

عیسوي دیني لیکوال «ټیټوس کلاویوس کلیمېنټ» (**۱۵۰- ۲۱۵** ز کلونه) په خپل اثر «ستروماتي» کې یادونه کوي چې د یوناني روایاتو له مخې وسپنه (ښایي چې د دې له کاني ډبرې څخه ویلې شوې وسپنه وي) د «کریټ» ټاپو په «ایډا» غره کې کشف شوې ده. دا «تروا» ته نږدې د غرنۍ لړۍ نوم وو. (د لرغوني یوناني لیکوال هومر په اثر «ایلیاد» کې ویل شوي چې «زیوس» د «ایډا» له غره څخه د یونانیانو او «تروا» وگړیو تر منځ جگړې سیل کاوه). دا د «دیوکالیون» د اوبو ډوبېدنې له پېښې څخه **۷۳** کاله وروسته پېښه شوه، او دا ډوبېدنه د «پاریان» له تاریخ سره سم د مخزېږد پر **۱۵۲۸** کال رامنځته شوې وه؛ مانا دا چې له کاني ډبرو څخه د وسپنې د ویلي کولو مېتود تخمینن پر **۱۴۵۵** مخزېږد کال کشف شوی وو. خو د «ټیټوس کلاویوس کلیمېنټ» له بیان څخه دا سمه نه جوتیږي چې د ده مطلب له خپل بیان څخه همدغه غر دی، د سویل لویدیزې اسیا له «ایډا» غر څخه دی، او

که په «کریټ» ټاپو کې له «ایډا» غره څخه، چې په اړه يې لرغوني رومي شاعر «پوبليوس ويرګيليوس مارو» (د مخزېږد ۷۰-۱۹ کلونه) په خپل اثر «انييد» کې ليکلي چې دا غر د «تروا» وګړيو پلرنی ټاټوبی دی.

ډېره احتمالي دا ده چې «ټيټوس کلاويوس کليمېنټ» د هغه «ایډا» غره په اړه ليکي چې «تروا» ته نږدې دی، ځکه چې هلته لرغوني وسپنيزې نېزې او له وسپنې د جوړېدونکيو څيزونو نغري موندل شوي دی. د دې فلز په اړه لومړني ليکنيز شواهد د مصر د فرعونيانو درېيم «امينهوتيپ» (د مخزېږد ۱۳۸۸- ۱۳۵۳ /۱۳۵۱ کلونه) او «اخناتون» (د مخزېږد ۱۳۷۵-۱۳۳۶ کلونه) د ارشيف په خټينو ليکنو کې شتون لري او په هماغې زمانې پورې اړه لري (۱۴۵۰-۱۴۰۰ مخزېږد کلونه). هلته د کپکاز (قفقاز) په سويل کې د وسپنې د سوچه کولو په اړه ويل شوي چې يونانيانو د «کولهيډوس» په نامه نومولي وو او کېدای شي چې د کولهيډوس ويې د «هاليډوس» ويې بله بڼه وي. په نوموړيو خټينو ليکنو کې راغلي چې د «ميتاني» هېواد پاچا، د ارمنستان او سويلي کپکاز واکمن د مصر فرعون دويم «امينهوتيپ» (تخمينن په ۱۴۲۸-۱۳۹۷ مخزېږد کلونو د مصر واکمن وو) ته «له ۳۱۸ مينځو سره يو ځای له ښې وسپنې جوړ شوي خنجرونه او کړۍ ولېږلې». هېتيانو هم همدا ډول ډالۍ فرعونيانو ته لېږلې.

په ډېرو لرغونيو زمانو کې وسپنې ته تر سرو زرو هم ډېره لوړه بيه ورکول کېده، او د يوناني تاريخپوه او جغرافيه پوه «سترابون» (سترابو) (د مخزېږد ۲۴ /۲۳ - ۲۳ /۲۴ کلونه) د بيان له مخې، د افريقايي قبيلو په منځ کې يې په يو فونټ وسپنه ۱۰ فونټه سره زر ورکول . د تاريخپوه «ګ. اربشيان» د څېړونو له مخې، په لرغونيو هېتيانو کې د مسو، سپينو زرو، سرو زرو او وسپنې بيې ۶۴۰۰ : ۱۲۸۰ : ۱۶۰ : ۱ وې. هغه مهال وسپنه لکه د زرګرۍ توکي په توګه کارېده؛ له دې څخه پلاز (تخت)، او د شاهي واک و ځواک نور اړوند سامان جوړېده؛ د ساري په توګه په «تثنيه» کې، چې د تورات د وروستني کتاب (برخې) نوم دی، د «اوګ» پاچا د «وسپنيزې ګاډۍ» په اړه بيان شوی دی.

د مصر د فرعون «توت عنخ امون» (د مخزېږد پر ۱۳۳۲-۱۳۲۳ کلونو واکمن) په ارامځای کې ۱۹ وسپنيز شيان وموندل شول چې يو هم پکې وسپنيز خنجر وو، چې د سرو زرو اوبه ورکړ شوې وې. ښايي چې دا خنجر فرعون ته د هېتيانو له خوا د ډيپلوماتيکو موخو لپاره ډالۍ شوی وي. خو هېتيان دې ته نه هڅېدل چې وسپنه او د دې ټکنالوجي په پراخه پيمانه خپاره کړي او دا دليل د مصر د فرعون «توت عنخ امون» او د ده د خوسر د هېتيانو پاچا «هاتوسيلي» تر منځ له مکاتبې، چې زموږ تر زمانې ساتل شوې، ښه ثرګنديږي. په مکاتبه کې فرعون له خپل خوسره هيله کوي، چې ډېره وسپنه ورولېږي، خو د هېتيانو پاچا داسې ځواب ورکوي چې د وسپنې زېرمې ختمې شوې، پښان په کرنيزو چارو بوخت شوي، نو پر دې بنسټ دی نه شي کولای چې د خپل زوم پاچا هيله عملي کړي او يوازې يو خنجر، چې له ښې وسپنې (يانې پولادو) جوړ شوی، هغه ته ورلېږي. لکه څنګه چې ښکاري، هېتيانو هڅه کوله چې خپله پوهه په پوځي چارو کې د پرمختګ لپاره وکاروي او په دې برخه کې تر نورو سيالانو ځانونه رومبي کړي او نورو ته يې دا شونتيا نه ورکوله چې له دوی سره ځانونه برابر کړي. داسې برېښي چې له همدې لامله وسپنيزو اوزارو يوازې د «تروا» تر جګړې او د هېتيانو د دولت تر ماتې وروسته ډېره پراختيا موندلې وي، هغه مهال کله چې د يونانيانو د سوداګريز فعاليت له برکته د وسپنې ټکنالوجي ډېرو وپېژندله، او د وسپنې د راايستلو نوي ځايونه کشف شول. په دې ډول د «ژېړو پېر» پای ته ورسېد او د «وسپنې پېر» پيل شو.

د «هومر» د بيان له مخې، که څه هم د «تروا» جګړې (د مخزېږد تخمينن ۱۲۵۰ کال) پر مهال وسله په ټوله کې له مسو او ژېړو جوړه وه، خو وسپنه هم پر دغه مهال ښه نامتو وه او ډېره تقاضا يې درلوده، خو تر ډېره بريده د قيمتي فلز په توګه. د ساري په توګه، «هومر» د خپل اثر «ايلياد» په ۲۳ سندره کې بيان کوي، چې «اخيليس» (د لرغوني يونان اسطوري اتل) له داسې وسپنې څخه جوړ شوی ټيکلی، د ټيکلي غورځولو سيالۍ کې بريمن ته ډالۍ کړ چې ځينې نور توکي ورسره ګډ ول، يانې چې ټوله نږه وسپنه نه وه. دا وسپنه اخيانانو د

«تروا» په سیمه او په ګاونډیو سیمو کې (ایلیاد ۷,۴۷۳) ، همدا راز د «خالیبانو» په سیمه کې هم راایستله. خالیبانو د «تروا» وګړیو په پلوۍ جګړه کوله.

ښايي چې وسپنه یو له هغو علتونو څخه وه، چې یونانی-اخیانان یې دې ته وهڅول چې کمکۍ اسیا ته لښکرکشي وکړي او په همدغه کمکۍ اسیا کې دوی د وسپنې د تولید په رازونو پوه شول. د یونان په اتن کې کېندنو وښوده چې د مخزېږد د ۱۱۰۰ کال پر شاوخوا او تر دې راوروسته مهالونو کې له وسپنې جوړې شوې تورې، نېزې، تبرونه (تبرګي) او ان وسپنیز مېخونه هم خپاره شوي ول. د یوشع صحیفه، یا د یوشع کتاب، چې د انجیل یوه برخه ده، کې داسې بیان شوی چې لرغونیو فلسطینیانو او یونانی قبیلو ډېرې وسپنیزې ګاډۍ (بګۍ) درلودې، مانا دا چې پر دغه مهال وسپنه په پراخه پیمانه او ډېرې اندازې سره کارېده.

«هومر» په خپلو اثارو «ایلیاد» او «ادیسی» کې وسپنه د یو «ډېر ستونزمن فلز» په نامه یادوي.

هومر څکه وسپنه د یو ډېر ستونزمن فلز په نامه یادوي چې په لرغونیو زمانو کې د دې د لاس ته راوړلو بنسټیزه طریقه په ابتدایي بټیو کې د بنۍ په واسطه باد ورکول وو. په بټۍ کې به د وسپنې لرونکو کاني ډبرو او د لرګیو سکرو قشرونه یو پر بل باندې سره اېښودل کېدل او د بنۍ په واسطه به باد ورکول کېده، چې د تودوخې درجه پکې ښه لوړه شي. بټۍ به په ځمکه کې کېندل کېده او له پاسه به دودکښ ورکول کېده. په دغه بټۍ کې ناسوچه وسپنه د سرو شویو سکرو په مرسته یو څه ناڅه سوچه کېده. خو بیا هم لاس ته راغلې وسپنه سوچه نه وه او په هغې کې ځینې توکي ګډ ول. تر دې وروسته به دا ناسوچه وسپنه د څټک او سندان تر منځ د ټکولو پر مټ سوچه کېده. د څټک په پیاوړو ګوزارونو سره به له وسپنې څخه اضافي خیري لرې کېدل. په لومړنیو بټیو کې د تودوخې دومره لوړه درجه نه شوای جوړېدای، چې وسپنه پکې ویلي شي، یانې د چوون د ویلي کېدو تر درجې یې تودوخه ټیټه وه، څکه خو لاس ته راتلونکې وسپنې په پرتلیزه توګه لږ کاربون درلود. د دې

لپاره چې له وسپنې څخه کلک پولاد جوړ شي، ناسوچه وسپنې ته ډېر ځلي له سکرو سره یو ځای تودوخه ورکول کېده، پر دې مهال د فلز پاسنی قشر په کاربون مشبوع کېده او کلکېده. په دې ډول سره «ښه وسپنه» لاس ته راتله. له دې سره سره چې دې کار ډېر زحمت غوښت، خو په دې ډول سره لاس ته راغلی څیز له هغه څیز څخه چې له ژېړو به جوړېدل، ډېر کلک وو.

وروسته خلکو د وسپنې د سوچه کولو، پولادو جوړولو او کلکولو لپاره نورې لوړې بټۍ جوړې کړې، چې باد به د بنۍ په واسطه ورکول کېده. ان لا رومیانو کولای شوای چې په بټۍ کې د تودوخې درجه د پولادو د ویلي کولو تر درجې (د س.گ په شمېر نږدې تر ۱۴۰۰ درجو پورې، سوچه وسپنه د تودوخې په **۱۵۳۵** درجو کې ویلي کیږي) پورې ورسوي. پر دې مهال چوون جوړیږي، چې د ویلي کېدو تودوخه یې له ۱۱۰۰ څخه تر ۱۲۰۰ درجو پورې وي، ډېر محکم، خو ژر ماتېدونکی (ان د څټک وهلو وړتیا نه لري) او د پولادو کلکوالی هم نه لري. په لومړي سر کې چوون د مضر پاتې شوني توکي په توگه گڼل کېده، خو وروسته مالومه شوه چې که چیرې یو ځل بیا په بټۍ کې په ډېر گړندي باد ورکولو سره ویلی شي، نو چوون په داسې پولادو بدلیږي چې ښه کیفیت لري، ځکه چې اضافي کاربون سوځي. له چوون څخه د دغسې دوه پړایزو پولادو تولید ډېر ساده او گټور وو، او دا طریقه پرته له کوم لوی بدلونه ډېرې پېړۍ کارېده او زموږ تر زمانې پورې هم د فلزي توکیو په تولید کې دود پاتې ده.

د نامه ریښه یې

د وسپنې د نامه سلاویاني ریښه (په بېلاروسي ژبه کې (**жалеза**)، په اوکرایني ژبه کې (**залiзо**)، په زړه سلاویاني کې (**желѣзо**) ، په بلغاریایي کې (**желязо**)، په سربي کې (**жељезо**) په پولېنډۍ ژبه کې (**żelazo**) ، په چیکي کې (**železo,**) په سلواکي کې

(železo)) په بالتیکي ژبو کې ښکاره موازیانې لري (په لیتوانیایي کې (geležis) ، او په لاتویایي کې dzelzs).

د وسپنې دا بالتیکي-سلاویاني نومونه د راتلونکې ایتمالوجۍ څو نور تعبیرونه (وریانتونه) هم لري.

یو وریانت یې سلاویاني (*želězo) له یوناني (χαλκός) سره تړي چې د وسپنې او مسو مانا یې درلوده ؛ د بل تعبیر له مخې د (*želězo) وییې د (*žely) له وییې سره نږدېکت لري چې د «کیشپ» په مانا ده او (*glazъ) هم د (کمر، یا پاڼ) مانا ورکوي چې ټولیزه مانا یې «ډبره» ده. دریم وریانت داسې وړاندیز کوي چې د وسپنې نوم له کومې لرغونې نامالومې ژبې څخه اخیستل شوی دی.

وسپنه په رومي ژبو کې (ایټالوي کې د (ferro)، پرانسي کې د (fer)، اسپانیایي کې د (hierro) ، پورتګالي کې د (ferro) او رومانیایي کې د (fier) په نامه یادیږي) د لاتیني ژبې د (ferrum) وییې ته ادامه ورکوي. د لاتیني ژبې (*ferzom > ferrum) داسې ښکاري چې له کومې ختیځې ژبې، په غالب ګومان له فینیقي ژبې څخه اخیستل شوی دی. په منځنۍ عبراني (عبري) یانې د یهودو «بوریت» ژبه کې یې (barzel)، په سومري (د سومریانو) ژبه کې یې (barzal) ، په اشوري (اسوري) ژبه کې یې (parzilla) بلله. د باسکي ژبې د (burdina) ریښه هم احتمال لري چې له همدغو وییونو څخه وي.

جرمنۍ ژبو د وسپنې نوم له سیلتي (کیلتي) ژبو څخه، یانې د ګوتیک ژبې له (eisarn) ، د انګرېزي ژبې له (iron)، د المانۍ ژبې له (Eisen) د هالېنډۍ ژبې له (ijzer)، د ډنمارکۍ ژبې له (jern) او د سویډنۍ ژبې له (järn) څخه اخیستی دی.

د پروتوسیلتي (کیلتي) ژبې (Proto-Celtic language) د (*isarno) کلمه (د لرغونې ایرلېنډي ژبې iarn ، لرغونې برتانوۍ ژبې hoiarn) احتمال لري د لومړنۍ هندواروپایي ژبې (د هند و اروپایي ژبو انا) له ($*h_1esh_2r$-no) څخه اخیستل شوی وي

چې د «خونړی» مانا لري او د ماناپوهنې (**Semantics**) له پلوه یې «خونړی» ? «سور» ? «وسپنه» په بڼه وده کړې وي. د بل اټکل له مخې دا ویې د لومړنۍ هند و اروپایي ژبې له (**(H)ish₂ro**) څخه اخیستل شوې، چې د «پیاوړي، سپېڅلي، د فوق العاده (غیر طبیعي ډېر ځواک لرونکی)» مانا لري.

د (**σίδηρος**) لرغونې یوناني کلمه ښایي چې له هماغې سرچینې څخه اخیستل شوې وي، چې د سلاویاني، الماني، او بالټیکي ژبو کلمه چې د سپینو زرو لپاره کاریږي.

د وسپنې د طبیعي کاربوناټ نوم (سیدیریټ **$FeCO_3$**) د لاتیني ژبې له (**sidereus**) څخه اخیستل شوی، چې د (ستوریز، د ستوري) مانا لري؛ په ریښتیا هم هغه لومړنۍ وسپنه چې د انسانانو لاس ته ورغلې وه، د «میټیوریټ» اسماني ډبرې یوه برخه وه. ښایي چې دا به یو تصادف نه وو. لرغونې یوناني کلمه ((**σίδηρος**)) «سیدېروس» چې د وسپنې لپاره کارېدلې، او لاتیني (**sidus**)، چې د «ستوري» مانا لري، احتمال لري چې یوه ګډه سرچینه ولري.

ایزوټوپونه یې

تر اوسه د وسپنې ۲۸ ایزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له **۴۵** (**^{45}Fe**) څخه پیل او پر ۷۲ (**^{72}Fe**) پای ته رسیږي. خو طبیعي وسپنه له څلورو پایښت لرونکیو ایزوټوپونو جوړه ده چې له دوی څخه یې یو د **^{54}Fe** ایزوټوپ دی چې ایزوټوپي خپرېدنه یې **۵,۸۴۵** سلنه ده. دویم یې د **^{56}Fe** ایزوټوپ دی چې کچه یې **۹۱,۷۵۴** سلنه ده. درېیم یې د **^{57}Fe** ایزوټوپ دی چې کچه یې **۲,۱۱۹** سلنه ده، او څلورم یې د **^{58}Fe** ایزوټوپ دی چې کچه یې **۰,۲۸۲** سلنه ده. د وسپنې له نورو **۲۴** بې پایښته ایزوټوپونو څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د **^{60}Fe** ایزوټوپ دی چې د نیم عمر پېر یې د **۲۰۰۹** ز کال له کره شویو مالوماتو سره سم **۲,۶** میلیونه کاله دی. بل یې د **^{55}Fe** ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۲,۷۳۷** کاله دی. بل یې د **^{59}Fe** ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې **۴۴,۴۹۵** شواروزه

دی، او بل يې هم د ^{52}Fe ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې **۸,۲۷۵** ساعته دی. د نورو ايزوټوپونو نيم عمر يې تر لسو دقيقو لنډ دی.

د وسپنې تر **۵۴** شمېرې پاينښت لرونکي ايزوټوپه مخکې راديواکتيفي ايزوټوپونو د تجزيې ډول بېتا-مثبت-تجزيه دی چې د تجزيې په پايله کې يې د مګنيزيم **Mn** او کروميم **Cr** ايزوټوپونه جوړېږي. د دې عنصر تر **۵۸** شمېرې پاينښت لرونکي ايزوټوپه وروسته راديواکتيفي ايزوټوپونو د تجزيې ډول بېتا-منفي-تجزيه دی چې د تجزيې په پايله کې يې د کوبالټ **Co** ايزوټوپونه جوړېږي.

د وسپنې جيوکيميا

وسپنه يو له هغو عنصرونو څخه دی چې په لمريز نظام کې تر ټولو ډېر خپاره شوي، له هغه شمېر څخه په ځمکه کې هم. د ځمکنيز ګروپ ګرزنده ستوريو د وسپنې لويه برخه د هغو ګرزنده ستوريو په هستو کې ده چې د مالوماتو له مخې يې کچه نږدې ۹۰ سلنه ده. د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د وسپنې کچه **۵** سلنه ده، خو په منټل (**mantle**) قشر کې يې کچه نږدې ۱۲ سلنه ده. د ځمکې په پاسني کلک قشر کې له شتو فلزونو څخه وسپنه د ډېروالي له پلوه تر الومينيم وروسته دويم ځای لری. خو د ځمکې په هسته کې نږدې ۸۶ سلنه وسپنه ده، په منټل کې يې ۱۴ سلنه ده. په هغو توکيو کې چې له اورشيندو غرونو څخه راوزي، د وسپنې کچه ډېره ده. په صنعتي ټينګتوکيو کې وسپنه نږدې په ټولو (**Exogenous**) او (**endogenni**) پروسو کې، چې د ځمکې په پاسني کلک قشر کې پېښيږي، زېرمه کيږي. په سمندري او سمندرګيو اوبو کې د دې فلز کچه ډېره لږ ده، يانې په يوه ليتر اوبو کې له ۰,۰۰۲ څخه تر ۰,۰۲ ميلي ګرامو ده. په سيندي اوبو کې يې کچه لږ ډېره ده، يانې په يوه ليتر کې يې ۲ ميلي ګرامه ده.

جیوکیمیایي خواص یې

د وسپنې تر ټولو ډېره مهمه جیوکیمیایي ځانګړتیا د دې د اکسایډ جوړولو څو درجې دي. وسپنه په خپلواک ډول، یانې په نره فلزي ډول د ځمکې په هسته کې شتون لري، بنایي چې په منتل کې هم وي، او د ځمکې په پاسني کلک قشر کې ډېره لږ موندل کیږي. د وسپنې اکسایډ FeO هغه بڼه ده، چې په ټوله کې په همدې بڼه د ځمکې په منتل او پاسني کلک قشر کې شتون لري. د وسپنې (III) اکسایډ (فیریک اکسایډ) Fe_2O_3 د ځمکې په ډېرو پاسنیو برخو کې شتون لري چې له هغوی څخه یې رسوبي ډبرې هم دي.

د وسپنې ایون Fe^{2+} د بلوري کیمیایي خواصو له پلوه د مګنیزیم ایون Mg^{2+} او کلسیم ایون Ca^{2+} او نورو هغو مهمو عنصرونو ایونونو ته ورته دی چې د ځمکې د ټولو جیولوجیکي ډبرو ډېره برخه یې جوړه کړې ده. د بلوري کیمیایي ورته والي لامله دا فلز په ډېرو سیلیکاټونو کې د مګنیزیم او لږ لږ د کلسیم ځای نیسي. د بدلون لرونکي ترکیب مینرالونو کې د دې فلز کچه زیاتره د تودوخې له ټیټېدو سره ډېرېږي.

مینرالونه یې

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې وسپنه بڼه ډېره خپره شوې ده. د ځمکې د پاسني کلک قشر د کتلې نږدې ۴,۱ سلنه له وسپنې جوړه ده، چې د ډېروالي له پلوه د ټولو عنصرونو په شمېر کې څلورم، او د فلزونو په شمېر کې دویم ځای لري. د ځمکې په منتل او د دې په پاسني کلک قشر کې په ټوله کې په سیلیکاټونو کې متمرکز شوې، خو له دې سره یو ځای د دې کچه په بنسټیزو غرنیو ډبرو کې ډېره او په تروه ترکیب لرونکیو او منځنیو غرنیو ډبرو کې لږ ده.

ګڼ شمېر داسې کاني ډبرې او مینرالونه پېژندل شوي چې وسپنه په خپل ترکیب کې لري. تر ټولو ډېر یې هیماټیټ Fe_2O_3 پراکتیکي ارزښت لري چې د وسپنې کچه پکې تر ۷۰

سلنې ده. بل مېنرال يې مګنيټيټ Fe_3O_4 دی، چې ۷۲,۴ سلنه وسپنه لري. همدا راز د ليمونيټ (ګويټيټ او هايډروګويټيټ $FeOOH.(Fe_2O_3.nH_2O)$) په نامه بل مېنرال يې هم شته. ګويټيټ او هايډروګويټيټ زياتره په هغو ځايونو کې مونډل کيږي چې باد وهلي وي. همدا راز کېداى شي چې دوی رسوبي سرچينه ولري، يانې اصلي او لومړنی جوړښت يې رسوبي وي، له کولويډي محلولونو څخه جهيلونو، يا د سمندرګيو د غاړو نږدې سيمو ته ورتوييږي. په پايله کې اولوتي (Oolite) يا حبوباتي وسپنه لرونکې کاني ډبرې ترې جوړيږي. په دغو کاني ډبرو کې ډېرې مهال د وي ويانيټ $Fe_3(PO_4)_2.8H_2O$ مېنرال مونډل کيږي چې تور اوږده بلورونه او شعاعي- وړانګيز کاني توکي جوړوي.

همدا راز په طبيعت کې د وسپنې سولفيډونه پيريټ FeS_2 او پيروټيټ $FenSn+1$ هم شتون لري. دوی د وسپنې کاني ډبرې نه دي، پيريټ د سولفوريک اسيډ H_2SO_4 د لاس ته راوړلو لپاره کاريږي او پيروټيټ په خپل ترکيب کې نيکل او کوبالټ لري.

د وسپنې د کاني ډبرو د زېرمو له پلوه روسيه په نړۍ کې لومړی ځای لري.

په سمندري او سمندرګيو اوبو کې د وسنپې کچه 10^{-8}—10^{-9} سلنه ده.

د دې فلز نور هغه مينرالونه چې ډېرې مهال مونډل کيږي، دا دي:

- سيډيريټ $FeCO_3$، په خپل ترکيب کې تخمينن ۳۵ سلنه وسپنه لري. زېړ بخون- سپين رنګ لري، چې چټل شي خړ يا قهوه يي پرک لري. کثافت يې په يو س. م. م کې ۳ ګرامه دی او کلکوالی يې له ۳,۵ څخه تر ۴,۵ موسه دی.
- مارکازيټ FeS_2، ۴۶,۶ سلنه وسپنه لري. لکه د براس (Brass) په څېر زېړ رنګ لري، (bipyramidal) معيني بلورونه دي. کثافت يې په يو س. م. م کې ۷-۷,۴ ګرامه دی؛ کلکوالی يې ۵ - ۵,۵ موسه دی.

- ارسینوپیریټ $FeAsS$ ، ۳۴,۳ سلنه وسپنه لري . د سپینو مونوکلینیکو منشورونو په بڼه موندل کیږي چې کثافت یې په یو س. م . م. کې ۵,۲-۶,۲ ګرامه دی او کلکوالی یې ۵,۵-۶ موسه دی.
- میلان تیریټ $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ ، په طبیعت کې لږ موندل کیږي، زرغونه (یا خړ البته د مخلوطونو لامله) مونوکلینیک بلورونه دي چې ښیښنه یي ځلا لري او نازک دی .کثافت یې په یو س. م. م. کې ۱,۸-۱,۹ ګرامه دی.
- وي ویانیټ $Fe_3(PO_4)_2 \cdot 8H_2O$ ، د شن-خړو رنګ لرونکیو یا زرغونو-خړو رنګ لرونکیو مونوکلینیک بلورونو په بڼه موندل کیږي چې کثافت یې په یو س. م.م کې ۲,۹۵ ګرامه دی او کلکوالی یې ۱,۵-۲ موسه دی.

پر پورتنیو یادو شویو مینرالونو سربېره وسپنه په دې لاندې مینرالونو کې هم شتون لري لکه:

ایلمینیټ $FeTiO_3$ ، مګنوماګنیټیټ $(Fe, Mg)[Fe_2O_4]$ ، فیبروفیریټ $FeSO_4(OH) \cdot 4,5H_2O$ ، جاروسیټ $KFe_3(SO_4)_2(OH)_6$، کوکیمبیټ $Fe_2(SO_4)_3 \cdot 9H_2O$ ، رویمیریټ $Fe^{2+}Fe^{3+}_2(SO_4)_4 \cdot 14H_2O$، ګرافتونیټ $(Fe, Mn)_3(PO_4)_2$، سکوروډیټ $Fe^{3+}AsO_4 \cdot 2H_2O$، ستړینګیټ $FePO_4 \cdot 2H_2O$، فایالیټ Fe_2SiO_4 ، الماندین $Fe_3Al_2[SiO_4]_3$ ، انډراډیټ $Ca_3Fe_2[SiO_4]_3$ ، هیپیرستین $(Fe, Mg)_2[Si_2O_6]$ ، هایډینبرګیټ $(Ca, Fe)[Si_2O_6]$، ایګیرین $(Na, Fe)[Si_2O_6]$، شاموزیټ $Fe^{2+}_4Al[AlSi_3O_{10}](OH)_6 \cdot nH_2O$ ، او نونټرونیټ $(Fe^{3+}, Al)_2[Si_4O_{10}](OH)_2 \cdot nH_2O$.

انځور : د هیماټیټ Fe_2O_3 مینرال، چې د وسپنې کچه پکې تر ۷۰ سلنې رسیږي، ډېره پراختیا موندلې ده

لوی کانونه یې

د امریکا متحدو ایالتونو د جیولوجیکي خدماتو د ۲۰۱۱ ز کال له مالوماتو سره سم د وسپنې لرونکیو کاني ډبرو نړیوالې زېرمې ۱۷۸ میلیارده ټنه دي. د دې فلز لوی کانونه په برازیل (لومړی ځای لري)، استرالیا، د امریکا متحد ایالتونو، کاناډا، سویډن، لایبیریا، اوکرایین، فرانسه او هند کې دي. په روسیه کې وسپنه په کورسک ولایت، کولا ټاپو وزمه، کوریل او سایبیریا کې راایستل کیږي. په دې وروستیو وختو کې د سمندر له تل څخه وسپنه ډېره راایستل کیږي چې منګانیز او نور فلزونه هم ورسره وي.

لاس ته راوړل يې

په صنعت کې وسپنه له وسپنې لرونکيو کاني ډبرو څخه لاس ته راځي، په ټوله کې له هيماټيټ (Fe_2O_3) او مگنيټيټ ($FeO·Fe_2O_3$) مينرالونو څخه لاس ته راځي.

له کاني ډبرو څخه د وسپنې د رااېستلو بېلابېلې لارې شتون لري. تر ټولو ډېره خپره شوې طريقه يې د (**blast furnace process**) ده.

د وسپنې د پاکولو او له نورو توکيو څخه جلا کولو لومړی پړاو په لوړه بټۍ (**blast furnace**) کې د تودوخې په ۲۰۰۰ س. گ درجو کې په کاربون پاکول دي. په لوړه بټۍ کې کاربون د کوک په بڼه او وسپنه لرونکې کاني ډبره د اگلوميراټ يا اوکاتيش (**Окáтыш**) (په انگرېزی کې پيليټ (**Pellet**)) په بڼه او له فلوکس (**flux**) سره يو ځای له پاسه لوري ورکول کېږي، او له ښکته لوري ډېره تاوجنه او سره (ډېره تودوخه لرونکې) هوا ورکول کېږي.

په بټۍ کې کاربون د کوک په بڼه تر کاربون مونوکسايډه **CO** پورې اکسايډ جوړوي. دا اکسايډ د اکسيجن O_2 په کموالي کې د سوځېدو پر مهال جوړېږي:

$$2C + O_2 \longrightarrow 2CO \uparrow$$

کاربون مونو اکسايډ **CO** په خپل وار وسپنه له وسپنې لرونکې کاني ډبرې څخه راجلا کوي. د دې لپاره چې دا تعامل ژر ترسره شي د کاربون مونواکسايډ **CO** تود شوی گاز د وسپنې (**III**) تر اکسايډ Fe_2O_3 تېروي چې معادله يې په لاندې ډول ده:

$$3CO + Fe_2O_3 \longrightarrow 2Fe + 3CO_2 \uparrow$$

د فلوکس (**flux**) اغېز (په دې پېښه کې کلسيم کاربوناټ $CaCO_3$) په دې کې دی چې د ده د تودولو پر مهال دی په خپل اکسايډ تجزيه کېږي:

$$CaCO_3 \xrightarrow{1000^\circ C} CaO + CO_2 \uparrow$$

د کلسیم اکسایډ **CaO** له سیلیکون ډای اکساید **SiO۲** سره یو ځای کیږي (مرکب جوړوي) او د کلسیم سیلیکاټ **CaSiO۳** اضافي توکی (**Slag**) جوړوي:

$$CaO + SiO_2 \xrightarrow{>1000^\circ C} CaSiO_3$$

اضافي توکی (پوسه، خیری) له سیلیکون ډای اکساید **SiO۲** څخه په توپیر کې په بټۍ کې ویلي کیږي. اضافي توکی، چې تر وسپنې ډېر سپک دی، د ویلي شوې وسپنې له پاسه لامبو وهي، لکه پېروی چې د شیدو پر سر وي. د ده دا خاصیت دا شونتیا برابروي چې وسپنه له اضافي توکي څخه بېله کړي. اضافي توکی (**Slag**) وروسته په ودانیزو چارو او د کرنې چارو کې کارېږي. هغه ویلي شوې وسپنه چې له لوړې بټۍ څخه ترلاسه شوې وي، ډېر کاربون (چوون) لري. چوون په سیده ډول کارېږي، خو سربېره پر دې کېدای شي نور هم پاک شي.

اضافي کاربون او نور مخلوطونه (سولفور، فاسفورس) په (**Open hearth furnaces**) یا هم په بدلوونکیو بټیو کې د ریډوکس (**Redox**) یا تکسید په واسطه لرې کیږي. برېښنايي بټۍ د ګډوله پولادو د ویلي کولو لپاره کارېږي.

د لوړې بټۍ پر بهیر سربېره، په سیده ډول د وسپنې د لاس ته راوړلو بهیر هم پراختیا موندلې ده. په دې بهیر کې مخکې له مخکې وړې شوې وسپنه لرونکې کاني ډبرې له ځانګړې ختې سره ګډېږي او غونډاري جوړوي. دې غونډارو ته تر هغه مهاله تودوخه ورکول کیږي چې ښه سره شي، بیا په کاني بټۍ کې د سره شوي میتان ګاز بدل شوي توکي، چې هایډروجن لري، ورسره ګډېږي. هایډروجن **H۲** وسپنه په اسانۍ له نورو توکیو څخه بېلوي، چې معادله یې په لاندې ډول ده:

$$Fe_2O_3 + 3H_2 \xrightarrow{1000^\circ C} 2Fe + 3H_2O$$

په دې لاس ته راوړنه کې وسپنه په داسې توکیو نه ککړېږي لکه سولفور او فاسفورس، چې له ډبرو سکرو سره تل ګډ وي. په دې طریقې سره لاس ته راغلې وسپنه کلکه وي، خو په راتلونکې کې په بیا بیا په برېښنایي بټیو کې ویلي کیږي.

له کیمیایي پلوه نږه وسپنه د الکترولیز له لارې د دې د مالګو د محلولونو په واسطه لاس ته راځي.

انځور: ویلي شوې وسپنه په قالبونو کې د تویېښت (ریخته ګری) په حال کې

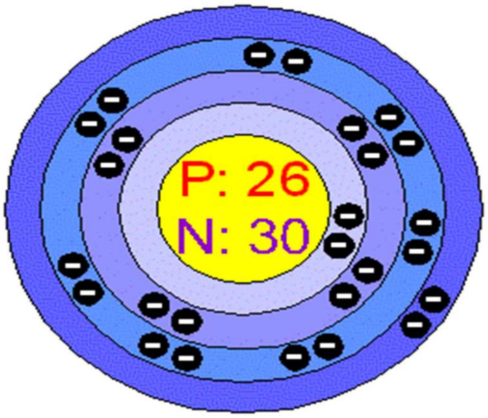
د وسپنې اتوم

د وسپنې د اتوم هسته له ۲۶ پروتونونو او ۳۰ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۲۶ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۴ انرژیکي سويې لري، په بله وینا د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سويو شمېره ۴ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سويه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۴، او په

څلورمه انرژيکي سويه کې يې ۲ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو (نوکليونونو) ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) **۵۶** دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د وسپنې اتومي کتله **۵۵,۸۴۷** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Ar]\ 3d^6\ 4s^2$ سره ښودل کېږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې **۱۲۶** پ. م دی.



انځور: د وسپنې د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

- د وسپنې کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې **۷,۸۷۴** گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۱۵۳۸** ده. (د ک په شمېر **۱۸۱۱** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۲۸۶۲** ده. (د ک په شمېر **۳۱۳۴** ده).

- د ویلي کېدو تودوالی یې ۲۴۷,۱ کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې ۶۰۸۸~ کیلوجول\کیلوگرامه ~۳۴۰ کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې ۲۵,۱۴ جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې ۷,۱ س. م. م\موله دی.

وسپنه یو بېلگه ییز فلز دی، نړه بڼه یې سپینو زرو ته ورته رنگ لري چې خړ بخون پړک کوي. سوچه وسپنه د څټک وهلو او بڼې بدلولو وړتیا لري، له دې سره بېلابېل گڼ شوي توکي لکه کاربون یې کلکوالی زیاتوي. د وسپنکېښ (مقناطیسي) روښانه څرگند خواص لري. ډېری مهال درې برخیزه وسپنه (درې برخیز فلز) جوړوي، چې هغه د دریو فلزونو گروپ دی او دا درې فلزونه پخپله وسپنه **Fe** ، کوبالټ **Co** او نیکل **Ni** دي. دا فلزونه یو بل ته ورته فیزیکي خواص، اتومي نیم قطرونه او الکتروني منفیت لري.

وسپنه د ډېر بڼه لرونکي (پولي مورفیزم) وړتیا او څلور بلوري جوړښتیز مودیفیکېشنونه لري:

- د تودوخې تر ۷۶۹ س. گ درجو پورې د الفا- وسپنه **α-Fe** (فیریټ) ده چې د بلوري جالۍ جوړښت یې مکعبي منځډک سېستم او فیرومقناطیسیت لري. د وسپنې د کیوري ټکی یا (د کیوري تودوخه) د س. گ په شمېر ۷۶۹ درجې او د ک په شمېر ۱۰۴۳ درجې ده.
- د س. گ په ۷۶۹-۹۱۷ درجو تودوخه کې بېتا- وسپنه **β-Fe** شتون لري، چې له الفا- وسپنې څخه یوازې د بلوري جالۍ جوړښت د مکعبي منځډک سېستم د پارامترونو او د پارامقناطیسیت په خواصو سره توپیر لري.
- د تودوخې په ۹۱۷-۱۳۹۴ س. گ درجو واټن کې د گاما- وسپنه **γ-Fe** (اوستینیټ) شتون لري چې د بلوري جالۍ جوړښت یې مکعبي سېستم لري.
- څلورم مودیفیکېشن یې تر ۱۳۹۴ س. گ درجو څخه لوړه تودوخه کې د دېلتا- وسپنه **δ-Fe** ده چې د جالۍ جوړښت یې مکعبي منځډک سېستم لري.

استخراجي میټالورجي (Extractive metallurgy) د β-Fe بېتا- وسپنه د یو بېل فاز په توګه نه بېلوي، او د الفا- وسپنې α-Fe یو ډول یې ګڼي . تر کیوري ټکي لوړه درجه (یانې تر ۷۲۹ س . ګ درجو او ۱۰۴۳ک درجو) کې وسپنې یا پولادو ته د تودوخې ورکولو پر مهال د ایونونو تودوخیز حرکت د الکترونونو د سپینونو (spin) مقناطیسي شېبې ړنګوي، فیرومقناطیسیت پارامقناطیسیت کیږي، د دویم ډول فازي بدلون رامنځته کیږي، خو د لومړي ډول فازي بدلون د بلورونو له بنسټیزو فیزیکي پارامترونو سره نه رامنځته کیږي.

د استخراجي میټالورجۍ له لیدټکي څخه خالصه وسپنه په عادي فشار کې دا لاندې پایښت لرونکي (ثابت) مودیفیکېشنونه لري:

- له مطلق صفر څخه د تودوخې تر ۹۱۰ س. ګ درجو کې الفا- مودیفیکېشن پایښت لرونکی دی او بلوري جالۍ یې مکعبي منځډک سېستم لري؛
- له ۹۱۰ س . ګ درجو څخه تر ۱۴۰۰ س . ګ درجو تودوخه کې ګاما- مودیفیکېشن پایښت لرونکی دی، چې د بلوري جالۍ جوړښت یې مکعبي محوري سېستم لري .
- له ۱۴۰۰ س . ګ څخه تر ۱۵۳۹ س . ګ درجو تودوخه کې د دېلتا- مودیفیکېشن پایښت لرونکی دی، چې د بلوري جالۍ جوړښت یې مکعبي منځډک سېستم لري .

په پولادو کې د کاربون او نورو عنصرونو شتون له یو فاز څخه بل ته د تېرېدو د تودوخې درجه په بنسټیز ډول بدلوي . د کاربون جامد محلول په الفا α او δ دېلتا وسپنه کې د فیریټ په نامه یادیږي . کله کله د تودوخې د لوړې درجې لرونکی δ- دېلتا فیریټ او د تودوخې د ټیټې درجې لرونکی α - الفا فیریټ (یا عادي فیریټ) یو تر بل توپیریږي، که څه هم د دوی اتومي جوړښتونه یو ډول دي . د کاربون جامد محلول په ګاما- وسپنه کې د اوستېنیټ په نامه یادیږي.

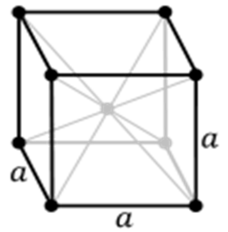
- د لوړو فشارونو په ډګر کې (تر ۱۳ ګیګاپاسکاله GPa لوړ، په بل شمېر تر ۱۲۸,۳ اتموسفیره) لوړ فشار کې د وسپنې د ایپسیلون ε- مودیفیکشن راپیدا کیږي چې د بلوري جالۍ جوړښت یې شپږ څنډيز (هیګزاګونال) ډک سېستم لري.

د پولي مورفیزم ښکارنده د پولادو د ویلي کولو لپاره ډېره ارزښتناکه ده. د الفا-ګاما ($\alpha-\gamma$) د بلوري جالۍ تېرېدنې (بدلون) له برکته د پولادو تودوخیز عملیات سرته رسول کیږي. پرته له دې ښکارندې، وسپنې به لکه د پولادو د بنسټ په توګه دومره پراخه کارونه نه وای خپله کړې.

دا فلز د هغو فلزونو په شمېر کې راځي چې د ویلي کېدو تودوخه یې معتدله او منځنۍ حالت لري، یانې دا چې د په سختۍ سره ویلي کېدونکیو فلزونو په شمېر کې نه راځي. د ستاندارتي الکترودي څواکونو (پوتنسیالونو) په لیکه کې وسپنه تر هایډروجن مخکې راغلې او له نریو تېزابونو سره په اسانۍ تعامل کوي. په دې ډول ویلای شو چې وسپنه د منځنۍ فعالیت لرونکیو فلزونو په شمېر کې راځي.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د وسپنې د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي منځډک سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې ۲,۸۶۶ انګسترومه دي.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې ۴۲۰ کیلوینه ده.



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

کيميايي خواص يې

- د وسپنې کووالينسي نيم قطر ۱۱۷ پ. م دی.
- د ايون نيم قطر يې (e ۳+) ۶۴ (e ۲ +) ۷۴ پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې ۱,۸۳ پاولينگه دی.
- الکترودي ځواک يې ۰,۰٤- Fe^{3+}←Fe ، ۰,۴۴- Fe^{2+}←Fe ولتېه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجې يې ۶ ، ۳ ، ۲ ، ۰ دي.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې ۷۵۹,۱ کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمېر (۷,۸۷) الکترون ولتېه ده.

د وسپنې تېزاب په خپلواک (نرډ) ډول لاس ته نه دي راغلي، يوازې يې مالگې لاس ته راغلې دي.

وسپنه د اکسايډ جوړولو مثبت ۲+ او مثبت درې ۳+ درجې لري.

د وسپنې د اکسايډ جوړولو د ۲+ درجه د دې له تور اکسايډ FeO او زرغون هايډروکسايډ $Fe(OH)_2$ سره سمون لري. دوی بنستيز (بازي) خاصيت لري. د وسپنې په (Fe(+۲ مالگو کې د کتيون په ډول شتون لري، چې کمزوری تکسيد (ريډوکس) دی.

د دې فلز د اکسايډ جوړولو ۳+ درجه د دې له سره- قهوه يي رنگه اکسايډ Fe_2O_3 او قهوه يي هايډروکسايډ $Fe(OH)_3$ سره تړلې ده. دوی که څه هم تېزابي دي او بنسټيز خواص يې کمزوري دي، خو امفوتيريک خاصيت لري. د وسپنې ايونونه Fe^{3+} په بشپړ ډول ان په تېزابي چاپيريال کې هايډروليز کيږي. د وسپنې (III) هايډروکسايډ $Fe(OH)_3$ يوازې په ټينگو الکليو کې حليږي، هغه هم په بشپړ ډول نه. د وسپنې (III) اکسايډ Fe_2O_3 له الکليو سره يوازې د ويلي کېدو پر مهال تعامل کوي، فيريټونه ورکوي (فيريټونه هغه مالگې دي چې د هايډروکسي $HFeO_2$ تېزابو په نرډ ډول سره شتون نه لري):

$$Fe_2O_3 + 2NaOH \rightarrow 2NaFeO_2 + H_2O$$

د ۳+ درجې اکسایډ جوړولو وسپنه ډېرى مهال کمزوري اکسایډ جوړوونکي خواص ښيي .

د وسپنې د اکسایډ جوړولو ۲ + او ۳ + درجې د تکسیدي (ریډوکس) شرایطو د بدلون پر مهال په اسانۍ سره په خپل منځ کې یو بل ته تېرېږي.

سربېره پر دې، د وسپنې (II,III) اکسایډ Fe_3O_4 کې د وسپنې د اکسایډ جوړولو سرسري درجه ۸/۳+ ده . خو دغه اکسایډ هم کېدای شي چې د وسپنې فیریټ (II) $Fe^{+2}(Fe^{+3}O_2)_2$ وبلل شي.

همدا راز دا فلز د اکسایډ جوړولو ۶+ درجه هم لري . د اکسایډ جوړولو د دغې درجې خپلواک اکسایډ او هایډروکسایډ شتون نه لري، خو مالګې یې تر لاسه شوې چې فیراټونه هم نومېږي . د ساري په توګه پوتاسیم فیراټ K_2FeO_4 . د ۶+ درجې اکسایډ جوړولو وسپنه په هغوى کې د انیون په ډول شتون لري. فیراټونه پیاوړي اکسایډ جوړوونکي دي.

د وسپنې خواص د ساده توکي په توګه

د تودوخې په ۲۰۰ س.ګ درجو کې وسپنه ورو ورو د اکسایډ په کلک قشر پوښل کېږي چې د فلز د نور اکسایډ جوړونې مخنیوى کوي. په لنده هوا کې وسپنه د زنګو په خوړین قشر پوښل کیږي، چې فلز ته د لنده بل، د اکسیجن د ورتګ او د ده د خرابېدو مخه نه نیسي. زنګ تلپاتې کیمیایي ترکیب نه لري، خو د ده تخمیني یا هغه ته نږدې کیمیایي فورمول کېدای شي داسې ولیکل شي لکه $Fe_2O_3 \cdot xH_2O$.

وسپنه له تېزابونو سره تعامل کوي.

- وسپنه **Fe** له مالگې تېزابو **HCl** (هایډروکلوریک اسیډ) سره **تعامل** کوي په پایله کې یې د وسپنې **(II)** کلوراېډ $FeCl_2$ جوړوي او هایډروجن H_2 ازادوي چې معادله یې دا ده:

$$Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2 \uparrow$$

- وسپنه **Fe** له نري سولفوریک اسیډ H_2SO_4 سره **تعامل** کوي، په پایله کې یې د وسپنې **(II)** سولفاټ $FeSO_4$ جوړوي او هایډروجن ازادوي:

$$Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2 \uparrow$$

- ټینګ نایټریک اسیډ HNO_3 او سولفوریک اسیډ H_2SO_4 وسپنه غیرفعالوي. له ټینګ سولفوریک اسیډ سره یوازې د تودوخې ورکولو پر مهال **تعامل** کوي چې په پایله کې یې د وسپنې **(III)** سولفاټ $Fe_2(SO_4)_3$، سولفور ډای اکساېډ SO_2 او اوبه H_2O جوړوي چې معادله یې داده:

$$2Fe + 6H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3SO_2 \uparrow + 6H_2O$$

- له اکسیجن O_2 سره یې **تعامل**:
- وسپنه په اکسیجن O_2 کې سوځي، سره شوې (ډېره توده شوې) وسپنه په هوا کې سوځي، خو د وسپنې وړه (پوډري) بڼه یې تودولو هم په هوا کې پخپله اور اخلي:

$$3Fe + 2O_2 \xrightarrow{150-600^{o}C} Fe_3O_4$$

- له ویلي شوې وسپنې **Fe** څخه د اکسیجن O_2 یا هوا تېرولو په پایله کې د وسپنې **(II)** اکساېډ **FeO** جوړېږي چې معادله یې دا ده:

$$2Fe + O_2 \rightarrow 2FeO$$

- د سولفور S پوډر ته د تودوخې ورکولو پر مهال له ده سره د وسپنې د تعامل په پایله کې د وسپنې (II) سولفيډ FeS جوړیږي:

$$Fe + S \rightarrow FeS$$

- له هالوجینونو سره د تودوخې ورکولو پر مهال تعامل کوي. د ساري په توګه په کلورينو Cl_2 کې د وسپنې Fe د سوځېدو په پایله کې د وسپنې (III) کلورایډ $FeCl_3$ جوړیږي:

$$2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$$

- وسپنه د برومينو Br_2 د براسونو په لوړ فشار کې په تعامل کولو سره د وسپنې (III) برومایډ $FeBr_3$ جوړوي چې د تعامل معادله يې په لاندې ډول ده:

$$2Fe + 3Br_2 \rightarrow 2FeBr_3$$

- له ايوډينو I_2 سره يې د تعامل په پایله کې د وسپنې (II,III) ايوډايډ Fe_3I_8 جوړیږي:

$$3Fe + 4I_2 \rightarrow Fe_3I_8$$

- له نافلزونو سره د وسپنې تعامل: وسپنه له نايټروجن N_2 سره د تودوخې ورکولو پر مهال تعامل کوي او د وسپنې نايټرايډ Fe_3N جوړوي چې معادله يې دا ده:

$$6Fe + N_2 \rightarrow 2Fe_3N$$

له فاسفورس P سره د تودولو پر مهال تعامل کوي او د وسپنې بېلابېل فاسفيډونه جوړوي :

$$Fe + P \rightarrow FeP$$

$$2Fe + P \rightarrow Fe_2P$$

$$3Fe + P \rightarrow Fe_3P$$

- له کاربون **C** سره د **تعامل** په پایله کې د وسپنې کاربیډ **Fe_3C** جوړوي:

$$3Fe + C \rightarrow Fe_3C$$

- له سیلیکون **Si** سره د **تعامل** په پایله کې د وسپنې سیلیسایډ **FeSi** جوړوي چې معادله يې دا ده:

$$Fe + Si \rightarrow FeSi$$

- د اوبو **H_2O** له بړاس سره په اور د سرې شوې وسپنې د **تعامل** په ترسره کېدو سره د وسپنې **(II,III)** اکسایډ **Fe_3O_4** جوړېږي او هایډروجن **H_2** ازادېږي:

$$3Fe + 4H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + 4H_2 \uparrow$$

- وسپنه هغه فلزونه له نورو توکیو پاکوي او سوچه کوي چې د فعالیت په لیکه کې تر دې ښۍ خواته ځای پر ځای دي. د ساري په توګه په دې بېلګه کې يې د مسو **(II)** سولفاټ **$CuSO_4$** څخه مس **Cu** رابېل کړي او سوچه کړي دي:

$$Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$$

- وسپنه **Fe** د وسپنې **(III)** مرکبونه بشپړوي:

$$Fe + 2FeCl_3 \rightarrow 3FeCl_2$$

فلزي وسپنه په لوړ فشار کې له کاربون مونوکسایډ **CO** سره تعامل کوي او اوبلن، په عادي شرایطو کې په اسانۍ الوتونکی د وسپنې پینتاکاربونیل **$Fe(CO)_5$** جوړوي. د وسپنې نور کاربونیلونه هم پېژندل شوي، چې ترکیبونه يې دا دي لکه د وسپنې ډای

نوناکاربونیل $Fe_2(CO)_9$ او د وسپنې ترای ډوډیکاکاربونیل $Fe_3(CO)_{12}$. د دې فلز کاربونیلونه د وسپنې د عضوي مرکبونو په سینتېز کې د لومړنیو توکیو په توګه خدمت کوي چې له هغه شمېر څخه فیروسین $(\eta^5\text{-}C_5H_5)_2Fe$ هم دي.

نره فلزي وسپنه په اوبو او د الکلیو په نریو محلولونو کې پایښت لرونکې ده . د سولفوریک اسید H_2SO_4 او نایټریک اسید HNO_3 په ټینګو سړو تېزابونو کې نه حلیږي، ځکه چې د دې له پاسه کلک اکسایډي قشر شتون لري، چې غیر فعال دی. په اور سور شوی (تودوخه ورکړ شوی) سولفوریک اسید ډېر پیاوړی اکسایډ جوړوونکی دی او له وسپنې سره تعامل کوي.

د دوه ظرفیتي وسپنې (II) مرکبونه

د دوه ظرفیتي وسپنې (II) اکسایډ FeO بنسټیز (بازي) خواص لري، ده ته د وسپنې (II) هایډروکسایډ $Fe(OH)_2$ بنسټ (باز) ځواب وایي . د وسپنې (II) مالګې نری زرغون رنګ لري . د دوی د ساتلو پر مهال، په تېره بیا په لنده هوا کې، تر وسپنې (III) پورې د اکسایډ لامله قهوه یي رنګ خپلوي . د وسپنې (II) د مالګو د محلولونو د ساتلو پر مهال هم همدغسې بهیر ترسره کیږي:

$$4FeCl_2 + O_2 + 2H_2O \rightarrow 4Fe(OH)Cl_2$$

د دوه ظرفیتی وسپنې (II) له مالګو څخه د وسپنې (II) امونیم سولفاټ $FeSO_4 \cdot (NH_4)_2SO_4 \cdot 6H_2O$ مالګه (دوه ګونی سولفاټ) په اوبو کې پایښت لرونکې ده.

پوتاسیم فیري سیانیډ $K_3[Fe(CN)_6]$ (سره مالګه) کولای شي چې په محلول کې د وسپنې د ایونونو Fe^{2+} د کاشف توکي (**reagent**) په توګه خدمت وکړي . د وسپنې د

Fe^{2+} او $[Fe(CN)_6]^{3-}$ ایونونو په ګډ فعالیت کې د لاجوردي (نیلي) پروسیان (**Prussian blue**) $C_{18}Fe_7N_{18}$ ختېیل ښکته کیږي:

$$3K_3[Fe(CN)_6] + 3Fe^{2+} \rightarrow 3KFe^{II}[Fe^{III}(CN)_6] \downarrow + 6K^+$$

چې د مالیکول په دننه کې د وسپنې- پوتاسیم هېکزاسیانوفیراټ باندې ګروپ بندي کیږي:

$$KFe^{II}[Fe^{III}(CN)_6] \rightarrow KFe^{III}[Fe^{II}(CN)_6]$$

د وسپنې (**II**) د کمي نومېرنې لپاره په محلول کې فینان ترولین $C_{12}H_8N_2$ فین کاریږي، چې له وسپنې (**II**) سره د $FePhen_3$ سره مجموعه جوړوي (د رڼا جذبولو لوړه کچه یې ۵۲۰ نانومتره ده) په پراخ ډګر کې یې هایډروجني شاخص (**pH**) (۴-۹) دی.

د درې ظرفیتي وسپنې (III) مرکبونه

د درې ظرفیتي وسپنې (**III**) اکسایډ Fe_2O_3 کمزوری امفوتیریک دی، ده ته تر وسپنې (**II**) هایډروکسایډ $Fe(OH)_2$ څخه لا ډېر کمزوری بنسټ د وسپنې (**III**) هایډروکسایډ ځواب ورکوي ، چې له تېزابونو سره تعامل کوي:

$$2Fe(OH)_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2O$$

د وسپنې د Fe^{3+} مالګې د بلوري هایډراتو جوړولو ته میل لري. په دوی کې د وسپنې Fe^{3+} ایون له قاعدې سره سم د اوبو د شپږو مالیکولونو په واسطه کلابند دی. دا ډول مالګې یا ګلابي یا هم چونیا رنګ لري.

د وسپنې د Fe^{3+} ایون ، ان په تېزابي چاپیریال کې بشپړ هایډرولیز کیږي. د هایډروجن په $pH>4$ شاخص سره دا ایون په بشپړه توګه د وسپنې (**III**) هایډروکسایډ $Fe(OH)_3$ په بڼه ختېیل کیږي:

$$Fe^{3+} + 3H_2O \rightarrow Fe(OH)_3 \downarrow + 3H^+$$

د وسپنې د Fe^{3+} ایون د یوې برخې د هایډرولیز کېدو پر مهال ګڼ هسته یي اکسو او هایډروکسو کتیونونه جوړیږي، چې له همدې لامله محلولونه قهوه یي ته ورته رنګ خپلوي.

د وسپنې **(III)** هایډروکسایډ **$Fe(OH)_3$** بنستیز خواص په ډېر کمزوري ډول سره څرګند دي . دا هایډروکسایډ کولای شي چې یوازې د الکلیو له ټینګو محلولونو سره تعامل وکړي:

$$Fe(OH)_3 + 3KOH \rightarrow K_3[Fe(OH)_6]$$

پر دې مهال د وسپنې **(III)** جوړېدونکې هایډروکسو مجموعې یوازې د الکلیو په پیاوړیو محلولونو کې پایښت لرونکې دي . محلولونو ته د اوبو په ورګډولو سره دوی خرابیږي (له کاره لویږي) او **$Fe(OH)_3$** د ختېبل په توګه ښکته کیږي.

له الکلیو او د نورو فلزونو له اکسایډونو سره د وسپنې **(III)** اکسایډ **Fe_2O_3** د ویلي کېدو پر مهال بېلابېل فیریټونه جوړیږي:

$$Fe_2O_3 + 2NaOH \rightarrow 2NaFeO_2 + H_2O$$

د وسپنې **(III)** مرکبونه په محلولونو کې د فلزي وسپنې په واسطه جوړیږي:

$$Fe + 2FeCl_3 \rightarrow 3FeCl_2$$

وسپنه **(III)** کولای شي چې له داسې یو چارجه کتیونونو سره لکه خوری (زاج) دوه ګوني سولفاټ جوړ کړي، د بېلګې په توګه وسپنیزې پوتاسیمي خوری (زاجونه)، یاواپایټ **$KFe(SO_4)_2$** ، وسپنیزې امونیمي خوری **$(NH_4)Fe(SO_4)_2$** او داسې نور.

د درې ظرفيتي وسپنې (III) مرکبونو په محلول کې د باکيفيته کشفونې لپاره د وسپنې د Fe^{3+} ايونونو باکيفيته تعامل له غير عضوي تيوسياناټ SCN^- سره کاريږي . پر دې مهال د وسپنې تېز سور رنګ لرونکې تيوسياناټ مجموعې جوړيږي $[Fe(SCN)]^{2+}$, $[Fe(SCN)_2]^+$, $Fe(SCN)_3$, $[Fe(SCN)_4]^-$. د مخلوط ترکيب (يانې دا چې د هغه د رنګ تېزوالى هم) په بېلابېلو فاکتورونو پورې اړه لري، ځکه خو د وسپنې د کره او باکيفيته مالومونې (نومېرنې) لپاره دا مېتود د پلې کېدا وړ نه دى.

د وسپنې د Fe^{3+} ايونونو بل باکيفيته مالومونکي (کاشف) توکي (**reagent**) پوتاسيم فيروسيانيډ $K_4[Fe(CN)_6]$ دى، چې زېړ رنګ لرونکې مالګه ده . د وسپنې د Fe^{3+} ايونونو او $[Fe(CN)_6]^{4-}$ د تعامل پر مهال د تېز شين رنګ لرونکي (لاجوردي (نيلي)) پروسيان ختېبل جوړيږي:

$$4K_4[Fe(CN)_6] + 4FeCl_3 \rightarrow 4KFe^{III}[Fe^{II}(CN)_6] \downarrow + 12KCl$$

د وسپنې د Fe^{3+} ايونونو له کمي پلوه د سرو (په کمزوري تېزابي چاپيريال کې) يا زېړو (په کمزوري الکلي چاپيريال کې) له سولفوساليسيليک اسيډ $C_7H_6O_6S$ سره د مجموعو په جوړېدو نومېرل کيږي . دا تعامل د بوفير محلولونو سمه راټولونه غواړي، ځکه چې ځيني انيونونه (له هغه شمېر څخه اسيتاټ) له وسپنې او له سولفوساليسيليک اسيډ $C_7H_6O_6S$ سره ګډې مجموعې جوړوي.

د شپږظرفيتي وسپنې (VI) مرکبونه

فيراټونه داسې مالګې دي چې د وسپنې تېزابو H_2FeO_4 په خپلواک ډول سره شتون نه لري . دا د چوڼيا رنګ لرونکي مرکبونه دي چې د اکسايډ جوړولو د خواصو له پلوه سرې ته پرمنګناټونه ور په يادوي، خو د حلېدو د خواصو له پلوه سولفاټونه . فيراټونه د ګازي

کلورینو Cl_2 یا ازون O_3 په واسطه په الکلیو کې د وسپنې (III) هایډروکسایډ $Fe(OH)_3$ پر سوسپانسیون (suspension) باندې د اغېز کولو پر مټ لاس ته راځي:

$$2Fe(OH)_3 + 3Cl_2 + 10KOH \rightarrow 2K_2FeO_4 + 6KCl + 8H_2O$$

فیراټونه هم کېدای شي چې د وسپنې په انود د الکلي د ۳۰ سلنې محلول په الکترولیز کولو لاس ته راشي، چې معادله یې په لاندې ډول ده:

$$Fe + 2KOH + 2H_2O \rightarrow K_2FeO_4 + 3H_2 \uparrow$$

فیراټونه پیاوړي اکسایډ جوړوونکي دي. په تېزابي چاپیریال کې ورستیږي او اکسیجن O_2 ازادوي:

$$4FeO_4^{2-} + 20H^+ \rightarrow 4Fe^{3+} + 3O_2 \uparrow + 10H_2O$$

د فیراټونو اکسایډ جوړوونکي خواص عفوني ضد دي او د اوبو د پاکولو لپاره ترې کار اخیستل کیږي.

د اووه او اته ظرفیتي وسپنې (VII او VIII) مرکبونه

داسې مالومات شتون لري چې کېدای شي په الکتروکیمیایي لارو چارو د اته ظرفیتي (VIII) وسپنې مرکبونه لاس ته راشي، خو داسې خپلواک کارونه چې د دغو پایلو پخلی وکړي، نشته.

کارونه یې

وسپنه یو له هغو فلزونو څخه ده چې تر ټولو ډېر کاریږي. په نړیوال فلز ویلي کولو او تولید کې په سلو کې ۹۵ سلنه وسپنه کاریږي.

- وسپنه د پولادو او چوونو (چودنو) بنسټيز او لوی ترکيب دی، د تخنيکي ماشينونو او سامان الاتو په جوړولو کې ډېر ارزښتناک توکی دی.
- وسپنه کولای شي چې د نورو ګړوله فلزونو په ترکيب کې ګډون ولري، د داسې لکه نيکلي ګډوله فلزونه.
- د وسپنې مقناطيسي اکسايډ (مګنيټيټ) د کمپيوټري اوږدمهاله حافظې په توليد کې يو ارزښتناک توکی دی . لکه د هارډ ټيکليو (hard disk drive (HDD)) ، ډيسکېټو او داسې نورو په جوړولو کې.
- د مګنيټيټ اولتراډيسپريس (ultradisperse) پوډر، يا نانوپوډر په ډېرو تور او سپين لايزري چاپګرو (پرينټرونو) کې له پوليميري دانو سره د ټونر (Toner) په توګه کاريږي. دلته هممهال د مګنيټيټ تور رنګ کاريږي، ځکه چې دی داسې خاصيت لري چې د رنګ ورکولو په مقناطيسي شوي رولر پورې نښلي.
- د وسپنې پر بنسټ د يو شمېر ګډوله فلزونو کمپېښنه فيرومقناطيسي خواص په الکتروتخنيک کې د ترانسفرماتورونو او الکتروانجنونو د مقناطيسي هستو لپاره د دوی له پراخې کارونې سره مرسته کوي.
- د وسپنې (III) کلورايډ $FeCl_3$ (کلوريني وسپنه) په راډيويي تخنيکي پراکتيک کې د چاپي مدار فيبر (چاپي مدار دړه) کې کاريږي.
- د وسپنې (II) سولفاټ $FeSO_4$ د مسو له سولفاټ $CuSO_4$ سره په مخلوط کې په بڼوالۍ او ودانيزو چارو کې د مضرو «Fungi» سره په مبارزه کې کاريږي.
- وسپنه په وسپنيزو-نيکلي او وسپنيزو-هوايي بېټريو کې د انود په توګه کاريږي

.

- د وسپنې (II) د دوه ظرفيتي کلورايډ $FeCl_2$ او د درې ظرفيتي وسپنې (III) $FeCl_3$ د کلورايډ د اوبو په محلولونو، همدا راز د دې سولفاټ $Fe_x(SO_4)_y$ د صنعتي موسسو د اوبو په چمتو کولو کې د طبيعي او ناوليو اوبو د پاکولو په بهير کې د (coagulant) په توګه کاريږي.

۲۷. کوبالټ

کوبالټ د کیمیایي عنصرونو د دوره يي جدول د څلورمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۲۷ او سېمبول یې **Co** دی. کوبالټ په دوره يي جدول کې د وسپنې او نیکلو تر منځ ځای پر ځای دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Cobaltum**)، په انګرېزي کې (**Cobalt**) او په روسي ژبه کې (**Кóбальт**) دی. دا یو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (۴-۴۸-۷۴۴۰) ده. کوبالټ سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی، لږ لږ زېړبخون فلز دی چې ګلابي رنګه یا شین وزمه پړک لري.

انځور: کوبالټ یو ځلاند، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی

تاریخچه يې

د کوبالټ مرکبونه انسان له لرغونیو زمانو راهیسې پېژني؛ شنې کوبالټي ښیښې، میناکاري گچونه او رنگونه د لرغوني مصر په ارامځایونو کې موندل کیږي. د مصر د فرعون «توت عنخ امون» په ارامځای کې د شنې کوبالټي ښیښې ډېرې ټوټې موندل شوې، دا مالومه نه ده چې د دا ډول ښیښو او رنگونو جوړونه شعوري کار وو او که تصادفي. د شنو رنگونو لومړنۍ جوړونه په ۱۸۰۰ کال پورې اړه لري.

د نامه ریښه يې

د کوبالټ کیمیايي عنصر نوم د الماني ژبې له (**Kobold**) څخه اخیستل شوی، چې د «دوموی» یانې د (کورني روح، اروا، ډورف) مانا لري. هغو کوبالټي مینرالونو، چې په خپل ترکیب کې ارسینیک **As** لري، ته د تودوخې ورکولو پر مهال له دوی څخه زهرجن الوتونکی ارسینیک ترای اکسایډ As_2O_3 بېلېږي. هغو کاني ډبرو، چې دا مینرالونه لري، د کاني گارگرو په منځ کې «د کوبولډ غرنۍ اروا» نوم خپل کړی دی. لرغونیو ناروېژیانو د سپینو زرو د ویلي کولو پر مهال د ویلي کوونکیو کسانو مسمومتیا د دغې بدې اروا کار گاڼه. په دې کې د کوبالټ د نامه ریښه د نیکلو د نامه له ریښې سره ورته والی لري.

سویډني مینرالپوه «گیورگ برېنډټ» (۱۶۹۴-۱۷۶۸) پر **۱۷۳۵** ز کال وکړای شول چې له دغه مینرال څخه یو داسې فلز بېل کړي چې تر دې دمخه نامالوم وو او دا فلز يې د کوبالټ په نامه ونوماوه. ده همدا راز مالومه کړه چې د دې عنصر مرکبونه ښیښې ته شین رنگ ورکوي. د دغو مرکبونو له دې خواصو څخه ان لا په بابل کې لرغونیو اشورانو کار اخیست.

انځور: له کوبالټو شنې ښیښې جوړ شوي لوښي

په طبیعت کې د کوبالټ شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د کوبالټ کچه $٤ \cdot ١٠^{-٣}$ سلنه ده. دا فلز د دې لاندې مینرالونو په ترکیب کې ګډون لري لکه کارولیټ $CuCo_2S_4$، لینییټ Co_3S_4، کوبالټیټ $CoAsS$، سفیروکوبالټیټ $CoCO_3$، کوبالټ ارسینیډ $CoAs_2$، سکوتیروډیټ $(Co, Ni)As_3$ او داسې نور. ټول ۳۰ کوبالټ لرونکي مینرالونه پېژندل شوي دي. له کوبالټ سره په مینرالونو کې وسپنه، نیکل، منګانیز او مس هم ملګري وي. د سمندرونو او سمندرګیو په اوبو کې د کوبالټ کچه نږدې $(١,٧) \cdot ١٠^{-١٠}$ سلنه ده.

کانونه یې: د کوبالټ تر ټولو لوی تولیدوونکی هېواد د کانګو دموکراتیک جمهوریت دی. همدا راز په کاناډا، امریکا متحدو ایالتونو، پرانسه، زامبیا، قزاقستان او روسیه کې یې هم کانونه شتون لري.

لاس ته راوړل یې

کوبالټ په ټوله کې له نیکلي کاني ډېرو څخه لاس ته راځي. دا کاني ډېرې د سولفوریک اسیډ H_2SO_4 په محلول یا د امونیا NH_3 په محلول سره پاکیږي. همدا راز یې د لاس ته راوړلو لپاره د پیرومیټالورجي مېتودونه هم کاریږي. له نیکلو، چې خواص یې کوبالټ ته نږدې دي، څخه یې د بېلولو لپاره کلورین Cl_2 کاریږي، او کوبالټ کلوراټ $(Co(ClO_3)_2)$ د خټېېل په ډول ښکته کیږي، خو د نیکلو مرکبونه په محلول کې پاتې کیږي.

ایزوټوپونه یې

طبېعي کوبالټ یوازې یو پایښت لرونکی ایزوټوپ لري او هغه د ^{59}Co ایزوټوپ دی چې ایزوټوپي خپرېدنه یا ډېروالی یې ۱۰۰ سلنه ده. د دې عنصر نور ۲۸ رادیواکتیفي ایزوټوپونه هم پېژندل شوي. د ټولو پېژندل شویو ایزوټوپونو د کتلو شمېرې یې له ۴۷ څخه پیل او پر ۷۵ پای ته رسیږي او لکه څنګه چې پاس هم وویل شول یوازې د کوبالټ-۵۹ ایزوټوپ یې پایښت لرونکی دی. د رادیواکتیفي ایزوټوپونو له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د کوبالټ-۶۰ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۵,۲۷۱۴ کاله دی. بل یې د کوبالټ-۵۷ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۲۷۱,۸ ورځې دی. بل یې د کوبالټ-۵۶ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۷۷,۲۷ ورځې دی. بل د څه ناڅه اوږده عمر لرونکی یې د کوبالټ-۵۸ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۷۰,۸۲ ورځې دی. د نورو ټولو رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر ۱۸ ساعتونو لنډ دی. د ډېری هغو نیمایي عمر یې تر یوې ثانیې هم لنډ دی. دا عنصر ۱۱ هسته یي ایزومیرونه هم لري چې د ټولو نیمایي عمر یې تر ۱۵ دقیقو لنډ دی. د کوبالټ هغه ایزوټوپونه چې د کتلو شمېرې یې تر ۵۹ کمې دي، په ټوله کې د پوزیټرون تجزیه (پوزیټروني تجزیه) لري، یا هم د الکتروني اشغال له لارې تجزیه کیږي. د تجزیې په پایله کې یې نوې جوړې شوې (زېږېدلې) هستې د وسپنې

Fe ایزوټوپونه دي. د کوبالټ هغه ایزوټوپونه چې د کتلو شمېرې یې تر ۵۹ زیاتې دي، د تجزیې ډول یې بېتا-منفي-تجزیه دی چې په پایله کې د نیکل Ni ایزوټوپونه جوړیږي.

رادیواکتیفي ایزوټوپونه کېدای شي چې د بېلابېلو هسته یي تعاملونو پر مټ لاس ته راشي. د ساری په توګه د کوبالټ-۵۷ (^{57}Co) ایزوټوپ وسپنې ته د حلقوي ګرندي کوونکي ماشین (سیکلوټرون) «Cyclotron» پر مټ وړانګې ورکولو په پایله کې جوړیږي او لاس ته راځي، چې د هسته یي تعامل معادله یې دا ده:

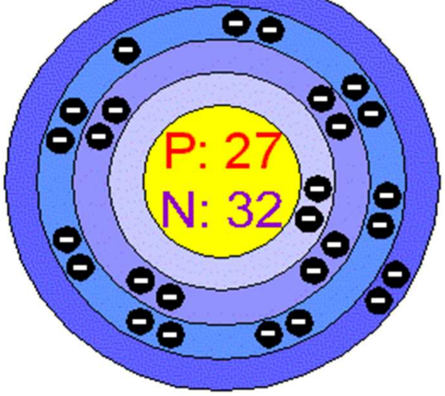
$$^{56}Fe + ^{2}H \rightarrow n + ^{57}Co$$

د کوبالټ اتوم

د کوبالټ د اتوم هسته له ۲۷ پروتونونو او ۳۲ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۲۷ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۴ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۵، او په څلورمه 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) ۵۹ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د کوبالټ اتومي کتله ۵۸,۹۳۳۱۹۵ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[Ar]\ 3d^7\ 4s^2$ سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمايي قطر یې ۱۲۵ پ. م دی.



انځور: د کوبالټ د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

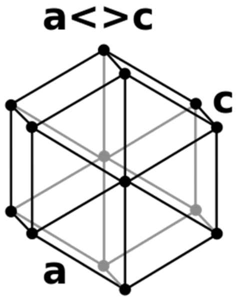
- د کوبالټ کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې **۸,۹** گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۱۴۹۵** ده. (د ک په شمېر **۱۷۶۸** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۲۹۲۷** ده. (د ک په شمېر **۳۲۰۰** ده) .
- د ويلي کېدو تودوالی يې **۱۵,۴۸** کيلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی يې **۳۸۹,۱** کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې **۲۴,۸** جوله\(کيلوين. موله) دی.
- مولي حجم يې **۶,۷** س. م. م\موله دی.

کوبالټ يو کلک فلز دی او دوه بلوري بڼې (موديفيکېشن) لري چې يوه يې د الفا- کوبالټ **α-Co** دی چې د بلوري جالۍ جوړښت يې شپږڅنډيز (هيگزاگونال) سېستم لري. بله يې د بېتا- کوبالټ **β-Co** دی چې د بلوري جالۍ جوړښت يې مکعبي محوري سېستم لري. د

الفا او بېټا کوبالټونو **α↔β** تر منځ د تېرېدو تودوخه **۴۲۷** س.گ درجې ده. د کوټې د هوا د تودوخې له درجې څخه نیولې تر **۴۲۷** س. گ درجې پورې یې د الفا مودیفیکېشن پایښت لرونکی دی. د تودوخې له **۴۲۷** څخه د ویلې کېدو د تودوخې (**۱۴۹۵**) س. گ درجې پورې واټن کې د کوبالټ بېټا مودیفیکېشن پایښت لرونکی دی. کوبالټ فیرومقناطیسي دی، د کیوري ټکی یې د س. گ په شمېر ۱۱۲۱ درجې دی. د اکسایډونو نری قشر ده ته زېړبخون پړک ورکوي.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د کوبالټ د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډیز (هیگزاگونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې **a=۲,۵۰۵ c=٤,۰۸۹** انگسترومه دی.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې **۳۸۵** کیلوینه ده.



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

کیمیایي خواص یې

- د کوبالټ کووالینسي نیم قطر ۱۱۲ پ. م دی.
- د ایون نیم قطر یې (**e ۳** +) ۶۳ (**۲ e** +) ۷۲ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۱,۸۸ پاولینگه دی.

- الکترودي ځواک يې $E^\circ(Co^{2+}/Co) = -0,277$ ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجې يې ۳ ، ۲، ۰، ۱- دي.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې ۱ , ۷۵۸ کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمېر (۷,۸۲) الکترون ولټه ده.

اکسايډونه يې:

- کوبالټ له هوا سره تر ۳۰۰ س. گ لوړو درجو تودوخه کې اکسايډ جوړوي.
- د کوټې د هوا د تودوخې په درجه کې د کوبالټ پاينټ لرونکی اکسايډ يو پېچلی اکسايډ Co_3O_4 دی، د سپينيل $MgAl_2O_4$ مينرال جوړښت لري، چې په بلوري جوړښت کې يې د غوټيو يوه برخه د Co^{2+} ايونونو نيولې، او بله برخه يې هم د Co^{3+} ايونونو؛ د تودوخې تر ۹۰۰ س. گ لوړه درجه کې تجزيه کيږي او د کوبالټ مونوکسايډ CoO جوړوي.
- د تودخې په لوړو درجو کې کېدای شي چې د کوبالټ مونوکسايډ CoO د الفا α بڼه يا بېټا β بڼه لاس ته راشي.
- د دې عنصر ټول اکسايډونه د هايډروجن H_2 پر مټ بشپړيږي (سوچه کيږي) . د ساري په توگه په دې لاندې بېلگه کې د کوبالټ (II,III) اکسايډ Co_3O_4 د هايډروجن H_2 پر مټ سوچه شوی او کوبالټ Co يې ترې جلا کړی دی:

$$Co_3O_4 + 4H_2 \rightarrow 3Co + 4H_2O$$

- د کوبالټ (III) اکسايډ Co_2O_3 کېدای شي چې د کوبالټ (II) مرکب ته د تودوخې ورکولو او سور کولو پر مټ لاس ته راشي. د ساری په توگه په دې لاندې بېلگه کې يې د کوبالټ (II) هايډروکسايډ $Co(OH)_2$ د سور کولو له لارې نوموړی اکسايډ جوړ شوی دی:

$$4Co(OH)_2 + O_2 \rightarrow 2Co_2O_3 + 4H_2O$$

نور مرکبونه يې:

- کوبالټ ته د تودوخې ورکولو پر مهال دی له هالوجينونو سره تعامل کوي او د کوبالټ (III) مرکبونه يوازې له فلورينو F_2 سره جوړيږي. په دې لاندې لومړۍ بېلگه کې يې له فلورينو F_2 سره د تعامل په پايله کې د کوبالټ (III) فلورايډ CoF_3 (کوبالټ ترای فلورايډ) جوړ کړی. په دويمه بېلگه کې يې له کلورينو Cl_2 سره کوبالټ (II) کلورايډ $CoCl_2$ جوړ کړی دی:

$$2Co + 3F_2 \rightarrow 2CoF_3$$

$$Co + Cl_2 \rightarrow CoCl_2$$

- کوبالټ له سولفور S سره د کوبالټ (II) سولفيډ CoS دوه بېلابېل موديفيکېشنونه جوړوي. يو يې د الفا α بڼه ده، چې سپينو زرو ته ورته او خړ رنگ لري او د پوډرونو د ويلي کېدو پر مهال جوړيږي، او دويم يې د بېټا β بڼه ده چې تور رنگ لري او په محلولونو کې د خټېېل په بڼه ښکته کيږي.
- د هايډروجن سولفيډ H_2S په اتموسفير کې کوبالټ (II) سولفيد CoS ته د تودوخې ورکولو پر مهال پېچلی سولفيډ Co_9S_8 لاس ته راځي.
- له نورو اکسايډ جوړوونکيو عنصرونو لکه کاربون، فاسفورس، نايټروجن، سيلينيم، سيليکون او بورون سره کوبالټ پېچلي مرکبونه جوړوي او په داسې حالتونو کې مخلوطونه وي چې کوبالټ د اکسايډ جوړولو ۱، ۲، ۳ درجې ولري.
- کوبالټ کولای شي چې هايډروجن حل کړي، خو کيميايي مرکبونه جوړ نه کړي. په ناسيده ډول د دې فلز دوه ستوکيومتري (Stoichiometry) هايډريډونه سينتېز شوي، چې هغه يو د کوبالټ ډای هايډريډ CoH_2 او بل کوبالټ مونوهايډريډ CoH دي.

- د کوبالټ د مالګو محلولونه لکه د کوبالټ (II) سولفاټ $CoSO_4$ ، کوبالټ (II) کلورایډ $CoCl_2$، او د کوبالټ (II) نایټراټ $Co(NO_3)_2$ اوبو ته نری ګلابي رنګ ورکوي. په الکولو کې د کوبالټ د مالګو محلولونه تېنګ شین رنګ لري. د دې فلز ډېرې مالګې نه حلیږي.
- کوبالټ مجموعي مرکبونه جوړوي. ډېری مهال د امونیا NH_3 پر بنسټ.

تر ټولو ډېرې پایښت لرونکې مجموعې یې د هیکزاامین کوبالټ (III) کلورایډ $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ لوتیوسولونه دي چې زېړ رنګ لري او روزوسول $[Co(NH_3)_5H_2O]^{3+}$ دي چې سور یا ګلابي رنګ لري.

- همدا رانګه کوبالټ د CN^- ، NO_2^- او نورو پر بنسټ مجموعې جوړوي.

کارونه یې

- پولادو ته د کوبالټ ورګډول د تودوخې په وړاندې د پولادو مقاومت لوړوي، میخانیکي خواص یې ښه کوي. له کوبالټ سره ګډ ویلې شوي فلزونو (ګډوله فلزونو) څخه داسې سامان او اوزار جوړیږي لکه برمه، فلز پرېکوونکې بیاتې او داسې نور.
- د کوبالټ د ګډوله فلزونو مقناطیسي خواص د مقناطیسي ثبت په سامان الاتو کې کاریږي، همدا رنګه په الکتروانجنونو او ترانسفرماتورونو کې هم کاریږي.
- د دایمي وسپنکښو (مقناطیسونو) د جوړولو لپاره کله کله داسې ګډوله فلز کاریږي، چې ۵۰ سلنه کوبالټ ولري، همدا راز واناډیم V یا کرومیم Cr ولري.
- دا عنصر د کیمیایي تعاملونو د کټالیسټ په توګه کاریږي.
- لیتیم کوبالټ اکسایډ ($LiCoO_2$) د لیتیمي بېټریو د تولید لپاره د اغېزمن مثبت الکترود په توګه کاریږي.

- کوبالټ سیلیسایډ CoSi ډېر ښه ترموالکتریکي توکی دی او دا شونتیا ورکوي چې د لوړ گټور اغېز ضریب درلودونکي ترموالکتروجنراتورونه تولید شي.
- د دې عنصر د کوبالټ-۶۰ رادیواکتیفي ایزوټوپ، چې د نیم عمر پېر یې ۵٫۲۷۱ کاله دی، په روغتیا (طب) کې په گاما- نیمگړتیا موندنه (گاما دیفېکتوسکوپي) کې کارېږي.
- د کوبالټ د ^{60}Co ایزوټوپ د انرجۍ په رادیوایزوټوپي سرچینو (اټومي بېټریو) کې د سونتوکي په توگه کارېږي.

۲۸. نیکل

نیکل د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د څلورمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۲۸ او سېمبول یې Ni دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (Niccolum)، په انگرېزي کې (Nickel) او په روسي ژبه کې (Никель) دی. دا یو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (CAS) شمېره یې (۰-۰۲-۷۴۴۰) ده. نیکل د ځنک وهلو وړتیا لرونکی انتقالي فلز دی چې سپینو زرو ته ورته رنگ لري، د تودوخې په عادي درجو کې په هوا کې په نري اکسایډي قشر پوښل کېږي؛ کیمیایي فعالیت یې لږ دی.

انځور: نیکل سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی

تاریخچه يې

نیکل په پرانسي، انګلیسي او جرمني ژبو کې (Nickel) پر ۱۷۵۱ ز کال کشف شوی، خو تر دې د بر مخکې د ساکسون کاني کارکوونکو داسې کاني ډبره ښه پېژندله چې ظاهري بڼه يې مسو ته ورته وه او په ښيښه جوړولو کې ښيښې ته د زرغونه رنګ ورکولو لپاره کارېده . له دغې کاني ډبرې څخه د مسو د لاس ته راوړلو ټولې هڅې په ناکامۍ پای ته ورسېدې او د ۱۷ پېړۍ په پای کې پر دې کاني ډبرې د کوپفیرنیکل (Kupfernickel) نوم کېښودل شو، چې تخمیني مانا يې «مسي ابلیس» وه. دا کاني ډبره (سور نیکلي پيريټ NiAs) پر ۱۷۵۱ ز کال سویډني مینرالپوه «اکسیل فريدیريک کرونستیدت» (۱۷۲۲-۱۷۶۵) وڅېړله. ده وکړای شول چې د زرغون رنګ لرونکی اکسایډ ترلاسه کړي او د هغه د پاکولو له لارې نوی فلز لاس ته راوړي، چې د نیکل په نامه یاد شو. کله چې بل سویډني کیمیاپوه او مینرالپوه «توربرن اولوف بيرګمن» (۱۷۳۵-۱۷۸۴) دا فلز په نره ډول لاس ته راوړ، نو ده مالومه کړه چې دا فلز د خپلو خواصو له پلوه وسپنې ته ورته دی؛ د نیکلو نوره مفصله

ښېړنه له پرانسي کیمیاپوه «ژوزیف لویس پروسټ» (۱۷۵۴-۱۸۲۶) څخه پیل او نورو ډېرو کمیاپوهانو ترسره کړه. د نیکل ویي د کاني کارګرو ترمنځ ژبه کې د ښکنځلو ویي دی. دا ویي د (Nicolaus) د کلمې کږه شوې (بدله شوې) بڼه ده، چې څو ماناوې یې درلودې. خو د (Nicolaus) کلمه تر ډېره بریده د دوه مخیو خلکو لپاره کارېده. سربېره پر دې، د «کوشنۍ شوخې ارواه»، «تېرایستونکي لټې» او داسې نورې ماناوې یې هم درلودې.

د نامه ریښه یې: دې عنصر ته نوم په الماني اسطورو کې د غرونو د شریرې اروا (ببو) له نامه څخه اخیستل شوی، چې د مسو لټوونکیو ته به یې داسې ارسینیکي-نیکلي ځلا لرونکی مینرال ورغورځاوه، چې د مسو کاني ډېرې ته ورته وو او په منځنۍ جرمني ژبه کې د (Nickel) په نامه یادېده. د نیکل لرونکیو کاني ډېرو د ویلي کولو پر مهال له هغوی څخه ارسینیکي ګازونه بېلېدل، چې له همدې لامله یې منفي شهرت او بد نوم ورپورې تاړه .

په طبیعت کې د نیکلو شتون

نیکل په طبیعت کې ښه ډېر خپور شوی؛ د ځمکې په پاسني کلک قشر کې یې کچه نږدې ۰,۰۱ سلنه ده. د ځمکې په پاسني کلک قشر کې یوازې په مرکبي (تړلي) ډول موندل کیږي. په هغو «میټیوریټ» اسماني ډبرو کې چې وسپنه لري، د نړه نیکلو کچه تر ۸ سلنې ده. په اولترامافیک (Ultramafic) غرنیو ډبرو کې یې کچه تخمینن ۲۰۰ ګرایه تر تېزابي هغو زیاته ده. یانې په یو ټن غرنۍ ډبرو کې ۱,۲ او ۸ ګرامه ده. په اولترامافیک غرنیو ډبرو کې د نیکلو ډېره کچه له الیوینو (olivine) سره تړاو لري، چې له ۰,۱۳-۰,۴۱ سلنې نیکل لري. دی په ایزومورفي ډول د وسپنې او مګنیزیم دفاع کوي. د نیکلو یوه کوشنۍ برخه د سولفیډونو په بڼه شتون لري. دا فلز د هغو فلزونو خواص، چې وسپنې ته نږدې دي او د هغو فلزونو خواص لري چې په سولفیډي کاني ډبرو پورې اړه لري. په ماګما کې د سولفور د کچې (مقدار) له زیاتېدو سره د نیکلو داسې سولفیډونه راپیدا کیږي چې مس،

کوبالټ، وسپنه او د پلاتيني ګروپ عنصرونه لري. د سرو اوبو دوره وهل (هایډروترمال سیرکولېشن) کې نیکل له کوبالټ ، ارسینیک او سولفور سره یو ځای، کله کله له بیسموټو، یورانیمو او سپینو زرو سره هم د نیکلو د لوړ کثافت ارسینیډونه او سولفیډونه جوړوي. دا فلز زیاتره په سولفیډي او ارسینیک لرونکیو مسي-نیکلي کاني ډبرو کې شتون لري. د نیکلو ځینې کاني ډبرې او مینرالونه دا دي:

- نیکیلین (سور نیکلي پیریټ، کوپفیرنیکل) **NiAs** .
- سکوتیروډیټ (سپین نیکلي پیریټ) **$(Ni, Co, Fe)As_{٢}$** مینرال.
- ګارنییریټ **$(Mg, Ni)_{٦}(Si_{٤}O_{١١})(OH)_{٦}*H_{٢}O$** مینرال او نور سیلیکاټونه.
- مقناطیسي پیریټ **$(Fe, Ni, Cu)S$** .
- ارسینیکي-نیکلي ځلا (ګیرسډورفیټ) **NiAsS** مینرال.
- پینتلانډیټ **$(Fe,Ni)_{٩}S_{٨}$** مینرال.

په بوټیو کې د نیکلو کچه په منځني شمېر $٥\cdot١٠^{-٥}$ وزني سلنه، په سمندري ژویو کې $١,٦\cdot١٠^{-٤}$ ، د وچې په ژویو کې $١\cdot١٠^{-٦}$، د انسان په اورګانیزم کې $١...٢\cdot١٠^{-٦}$ سلنه ده. په اورګانیزمونو کې د نیکلو په اړه ډېر څه څېړل شوي دي. د ساري په توګه مالومه شوې چې د انسان په وینه کې د ده کچه د عمر په تېرېدو سره بدلون مومي. د ژویو په اورګانیزم کې د نیکلو کچه ډېره ده او بله خبره دا چې ځینې داسې بوټي او میکرو اورګانیزمونه شته کې د چاپیریال په پرتله پکې د نیکلو کچه په سلګونو او ان زرګونو ګرایه ډېره ده.

د نیکلي کاني ډبرو د پیدا کېدو سیمې

د نیکلو د پیدا کېدا ډبرې لویې سیمې په کاناډا، روسیه، کیوبا، د سویلي افریقا جمهوریت، د پرانسې تر لاس لاندې نوې کالیدونیا او اوکراین کې دي.

ایزوټوپونه یې

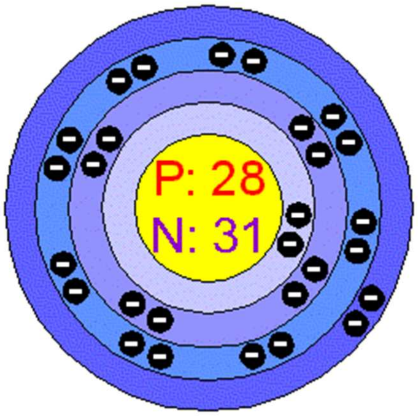
طبیعي نیکل **۵** پایښت لرونکي ایزوټوپونه لري او هغه یو د **^{58}Ni** ایزوټوپ دی چې په طبیعت کې یې شتون ۶۸,۲۷ سلنه دی. بل د **^{60}Ni** ایزوټوپ دی چې په طبیعت کې یې د شتون ډېروالی یې ۲۶,۱۰ سلنه دی. بل یې **^{61}Ni** ایزوټوپ دی چې په طبیعت کې یې د شتون ډېروالی **۱,۱۳** سلنه دی. بل یې د **^{62}Ni** ایزوټوپ دی چې په طبیعت کې یې د شتون ډېروالی **۳,۵۹** سلنه دی، او بل یې هم د **^{64}Ni** ایزوټوپ دی چې په طبیعت کې یې د شتون ډېروالی ۰,۹۱ سلنه دی. همدارنګه د نیکلو **۲۶** نور مصنوعي رادیواکتیفي ایزوټوپونه هم پېژندل شوي چې تر ټولو ډېر پایښت لرونکي یې یو د **^{59}Ni** ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۷۶۰۰۰ کاله دی. بل یې د **^{63}Ni** ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۰۰ کاله دی، او بل یې هم د **^{56}Ni** ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۶ ورځې دی. د نورو ټولو رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر ۶۰ ساعتو لنډ دی، د ډېری هغو نیمایي عمر یې تر ۳۰ ثانیو هم لنډ دی. د دې عنصر د ټولو پېژندل شویو ایزوټوپونو د کتلو شمېرې له ۴۸ څخه پیل او پر ۷۸ پای ته رسیږي.

د نیکل اتوم

د نیکلو د اتوم هسته له ۲۸ پروټونونو او ۳۱ نیوټرونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخو کې یې ۲۸ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۴ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۶، او په څلورمه 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) **۵۹** دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د نيکلو اتومي کتله ۵۸,۶۹۳۴ اتومي واحده ده.
- د اتوم د الکتروني وېش فورمول يې دا $[Ar]\ ۳d^{۸}\ ٤s^{۲}$ دی.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۲۴ پ. م دی.



انځور: د نيکل د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

- د نيکلو کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې ۸,۹۰۲ گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۱۴۵۵ ده. (د ک په شمېر ۱۷۲۸ ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۲۷۳۰ ده. (د ک په شمېر ۳۰۰۳ ده) .
- د ويلي کېدو تودوالی يې ۱۷,۶۱ کيلوجوله\موله دی.
- د براس تودوالی يې ۳۷۸,۶ کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې ۲۶,۱ جوله\(کيلوين. موله) دی.

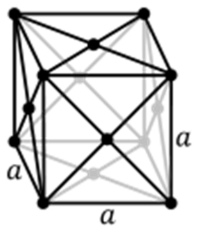
- مولي حجم يې **۶,۶** س. م. م\موله دی.

نیکل سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی، په هوا کې توریږي نه او توربخون خاپونه نه پیدا کوي. په نرۍ ډول ډېر د کږېدو تاب لري، د ښټک وهلو او فشار راوړلو په وړاندې بڼه بدلوي. نیکل فیرومقناطیسیت لرونکی او د کیوري ټکی یې **۳۸۵** س. ګ درجې تودوخه ده.

- ځانګړی برېښنایي مقاومت یې **۰٫۰۶۸۴** میکرو اومه متره دی.
- د تودوالي د پراختیا ضریب یې د تودوخې په صفر درجه س. ګ درجه کې **α=۱۳,۵۰۱۰$^{-۶}$ K$^{-۱}$** دی.
- د تودوالي د پراختیا حجمي ضریب یې **K$^{-۱}$ ۳۹۰۱۰$^{-۶}$—۳۸=β** دی.
- د یانګ مودل یې **۱۹۶-۲۱۰** ګیګاپاسکاله دی.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د نیکلو د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې **۳,۵۲۴** انګسترومه دي.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې **۳۷۵** کیلوینه ده.



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

کیمیایي خواص یې

- د نیکلو کووالینسي نیم قطر ۱۱۵ پ. م دی.
- د ایون نیم قطر یې ($2e^+$) ۶۹ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۱,۹۱ پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک یې ۰,۲۵- ولته دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۳، ۲، ۰ دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرجي یې ۷۳۶,۲ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۷,۶۳) الکترون ولته ده.

د نیکلو اتومونه بهرنی الکتروني وېش لري چې په دې فورمول $3d^8 4s^2$ سره ښودل کیږي. د نیکلو لپاره تر ټولو ډېر پایښت لرونکی د Ni(II) د ریډوکس (Redox) حالت دی.

دا فلز د اکسایډ جوړولو ۱+، ۲+، ۳+ او ۴+ درجې لري. د اکسایډ جوړولو ۴+ درجه یې کمپېښه او بې پایښته ده. د نیکل (III) اکسایډ Ni_2O_3 ډېر پیاوړی اکسایډ جوړوونکی دی.

نیکل د زنګ وهلو په وړاندې هم په هوا، هم په اوبو، هم په الکلیو کې او هم په یو شمېر تېزابونو کې ډېر مقاومت لري. د ده کیمیایي مقاومت له دې لامله دی چې غیر فعال والي ته میل لري، او له پاسه پرې کلک اکسایډي قشر جوړیږي، چې دفاعي اغېز لري. دا فلز په نري نایټریک اسیډ (HNO_3) کې په فعال ډول حلیږي چې د نیکل نایټرایټ $Ni(NO_3)_2$ او نایټروجن مونواکسایډ NO جوړوي چې د تعامل معادله یې دا ده:

$$3Ni + 8HNO_3(30\%) \rightarrow 3Ni(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

او په سره (تودوخه ورکړ شوي) ټینګ سولفوریک اسیډ H_2SO_4 کې هم حلیږي چې په پایله کې د نیکل (II) سولفاټ $NiSO_4$، سولفور ډای اکسایډ SO_2 او اوبه H_2O جوړوي:

$$Ni + 2H_2SO_4 \rightarrow NiSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

د مالګې له تېزابو **HCl** او نري سولفوریک اسیډ **H_2SO_4** سره یې تعامل ورو ورو ترسره کیږي. ټینګ نایټریک اسیډ **HNO_3** نیکل غیر فعالوي، خو د تودوخې ورکولو پر مهال یې تعامل بیا هم سرته رسیږي. د نایټروجن د سوچه کولو بنسټیز توکی نایټروجن ډای اکسایډ **NO_2** دی.

نیکل د کاربون له مونواکسایډ **CO** سره په اسانۍ الوتونکی او ډېر زهرجن نیکل تیتراکاربونیل **$Ni(CO)_4$** جوړوي.

د نیکلو نری وور پوډر پخپل سر اور اخلي. دا فلز یوازې د پوډر په بڼه سوځي. دی دوه اکسایډونه جوړوي چې هغه یو نیکل مونواکسایډ **NiO** او بل نیکل ترای اکسایډ **Ni_2O_3** دی. همدا راز دوه هایډروکسایډه جوړوي، چې نیکل **(II)** هایډروکسایډ **$Ni(OH)_2$** او نیکل **(III)** هایډروکسایډ **$Ni(OH)_3$** دی. د نیکلو تر ټولو ارزښتناکې حلېدونکې مالګې د نیکل **(II)** اسیټاټ **$C_4H_6NiO_4$**، نیکل **(II)** کلوراید **$NiCl_2$** ، د نیکل نایټراټ **$Ni(NO_3)_2$** او د نیکل **(II)** سولفاټ **$NiSO_4$** دي. د مالګو د اوبو محلولونه یې زیاتره زرغون رنګ لري او بې اوبو مالګې یې زېړ یا قهوه یي- زېړ رنګ لري. د دې فلز نه حلېدونکې مالګې سولفاټ او فاسفاټ زرغون رنګ لري، مونوسولفیډ **NiS** یې تور رنګ لري، هیزلیووډیټ **Ni_3S_2** زېړبخون- برنجي (ژېړو) رنګ لري، او د نیکل سولفید **Ni_3S_4** سپینو زرو ته ورته رنګ لري. همدا راز نیکل ګڼ شمېر مجموعي مرکبونه جوړوي، لکه د نیکل ډای میتیل ګلیوکسیماټ **$Ni(C_4H_7N_2O_2)_2$** ، چې په تېزابي چاپیریال کې جوت سور رنګ ورکوي او د نیکل د کشف لپاره په باکیفیته شننه کې په پراخه پیمانه کاریږي.

د نیکل **(II)** د مالګو د اوبو محلولونه د هیکسااکوانیکل **(II)** **$[Ni(H_2O)_6]^{2+}$** ایون لري. هغه دې محلول ته چې دا ایونونه پکې وي، د امونیا د محلول د ورزیاتولو پر مهال د

نیکل (II) هایډروکسایډ $Ni(OH)_2$ ختېږل کیږي (تل ته ښکته کیږي)، چې زرغون رنګ لرونکی ژېلاتین ته ورته توکی دی. دا ختېږل د هیکسامین نیکل (II) $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$ د ایونونو د جوړېدو په پایله کې د امونیا NH_3 د ډېرې کچې په ورزیاتولو سره حلیږي.

دا فلز د څلورضلعي او هوار مربعي جوړښت مجموعې جوړوي. د ساري په توګه تیترا کلورونیکیلاټ (II) $[NiCl_4]^{2-}$ څلورضلعي جوړښت لري او د تیتراسیانونیکیلاټ (II) $[Ni(CN)_4]^{2-}$ مجموعه هوار مربعي جوړښت لري.

د نیکل (II) د ایونونو د کشف لپاره په کیفي او کمي شننه کې د بوتاندیون دیوکسیم د الکلي محلول کاریږي، چې د ډای میتیل ګلیوکسیم $C_4H_8N_2O_2$ په نامه هم یادیږي. روسي او شوروي کیمیاپوه «لېف الېکساندرووېچ چوګاېف» (۱۸۷۳-۱۹۲۲) پر ۱۹۰۵ ز کال مالوم کړې وو چې دا توکی د نیکل کاشف توکی دی. د نیکل (II) له ایونونو سره د دې توکي د تعامل پر مهال سور مجموعي مرکب جوړیږي، چې بیس بوتاندیون دیوکسیماتو نیکل (II) نومیږي. دا یو کیلاټي (Chelation) مرکب دی او بوتاندیون دیوکسیماټو-لیګانډ، بیډینټاټي (bidentate) دی.

انځور: د نیکل ډای کلوراېډ $NiCl_2$ مرکب یو زرغون پوډر دی چې په اوبو، الکولو او ایسترونو (Esters) کې حلیږي

لاس ته راوړل يې

په کاني نيکل لرونکيو ډبرو کې د دې عنصر ټوليزه کچه د ۱۹۹۸ ز کال د پيل له مالوماتو سره سم ۱۳۵ ميليونه ټنه ده. د نيکلو لويې بنسټيزې کاني ډبرې نيکيلين (کوپفيرنيکل) NiAs ، ميليريټ NiS، پينټلانډيټ $(FeNi)_9S_8$ دي، چې ارسينيک، وسپنه او سولفور هم لري. په پيروټيټ $FenSn+1$ کې هم پينټلانډيټ موندل کيږي. نورې هغه کاني ډبرې چې نيکل ترې ايستل کيږي لږ لږ نور فلزونه هم لري لکه کوبالټ، مس، وسپنه او مګنيزيم. دا فلز کله کله د چاڼ د بهير بنسټيز توکی وي، خو زياتره د نورو فلزونو په ټکنالوجۍ کې د اضافي (پاتې شوني) توکي په توګه لاس ته راځي. له بېلابېلو مالوماتو سره سم کره زېرمې يې له ۴۰ څخه تر ۷۲ سلنې نيکل «په اکسايډي شويو نيکلي کاني ډبرو» کې شتون لري، ۳۳ سلنه يې په سولفيډونو او ۰,۷ سلنه يې په نورو کې شتون لري. د ۱۹۹۷ ز کال د شمارنو له مخې د هغو نيکلو ونډه، چې له اکسايډي شويو نيکلي کاني ډبرو څخه تر لاسه شوې، د نيکلو د ټول توليد شوي حجم په سلو کې ۴۰ وه. په صنعتي شرايطو کې اکسايډي شوې نيکلي کاني ډبرې پر دوو ډولونو وېشل شوې چې هغه مګنيزيمي او وسپنيزې دي (يانې مګنيزم لرونکې او وسپنه لرونکې).

په سختۍ ويلې کېدونکې (د ويلي کېدو د ډېرې لوړې تودوخې لرونکې) کاني مګنيزيمي ډبرې د قاعدې له مخې په فيرونيکل کې په برېښنايي ډول ويلې کيږي.

تر ټولو ډېره وسپنه لرونکې لاټيريټي (Laterite) کاني ډبرې د هايډروميټالورجۍ مېتودونو پر مټ چاڼل کيږي چې امونيايي-کاربوناټي الکلي کيږي يا خو سولفوريک اسيډ شوې الکلي ورکول کيږي.

کارونه يې

ګډوله فلزونه يې : نيکل د ډېرى هغو ګډوله فلزونو بنسټ جوړوي چې د تودوخې په وړاندې ډېر مقاومت لري او په ايروکيهاني صنعت کې کارېږي. د نيکلو پر بنسټ ځينې ګډوله فلزونه په لاندې ډول دي:

- مونيل فلز، دا د نيکل پر بنسټ هغه ګډوله فلز دی چې په سلو کې له **۶۵** تر **۷۲** سلنه نيکل **Ni** جمع له ۳۰ تر ۳۲ سلنې مس **Cu**، جمع ۱ سلنه منګانيز **Mn** لري، تر **۵۰۰** س. ګ درجو تودوخې په وړاندې مقاومت لري، زنګ يې نه وهي.
- سپين سره زر. د ساري په توګه د **۵۸۵** ماډل سرو زرو **۵۸,۵** سلنه سره زر لري، همدا راز سپين زر او نيکل يا هم پالاډيم **Pd** ورسره ګډ وي؛
- نيکروم، په دې ګډوله فلز کې نيکل او کروميم **Cr** ګډون لري، يانې ۶۰ سلنه نيکل او ۴۰ سلنه کروميم.
- پرمالوی، په دې ګډوله فلز کې ۷۲ سلنه نيکل، ۱۷ سلنه وسپنه، **۵** سلنه مس، او ۲ سلنه کروميم ګډون لري، ډېر لوړ مقناطيسي حساسيت لري؛
- اينوار، په دې ګډوله فلز کې **۶۵** سلنه وسپنه او **۳۵** سلنه نيکل ګډون لري چې د تودوخې ورکولو پر مهال نه اوږدېږي؛
- سربېره پر دې، د نيکلو له ګډوله فلزونو سره نيکلي او کروميمي نيکلي پولاد هم اړه لري، د نېيزيلبر او نور ببلابېل ګډوله فلزونه لکه کونستانتان، نيکيلين او منګانين هم لري.
- نيکل په يو شمېر زنګ نه وهونکيو پولادو کې د يوې ترکيبي برخې په توګه شتون لري.

نيکلي کول: نيکلي کول له زنګ وهلو څخه د کوم فلز د ساتلو په موخه هغه ته له پاسه د نيکلو قشر ورکول يا د نيکلو اوبه ورکول دي. دا چاره د الکتروليتونو په کارونې سره د

دوو فلزونو د ګډ فعالیت پر بنسټ کیږي، چې د نیکل (II) سولفاټ $NiSO_4$ ، سوډیم کلوراید NaCl، بورون هایډروکساید H_3BO_3، له پاسه- فعال ښوی توکي، او د نیکلو حلېدونکي انودونه لري . د لاس ته راتلونکي نیکلي قشر پرېړوالی ۱۲-۳۶ میکرومتره (میکرون) وي . د ځلا پاینبت کېدای شي چې له پاسه د کرومیم کولو په واسطه لاس ته راشي (د کرومیم د قشر پرېړوالي ۰٫۳ میکرومتره وي .)

بې برېښنایي بهیره نیکلي کول د نیکل (II) کلوراید $NiCl_2$ او د سوډیم هایپوفاسفیټ $NaPO_2H_2$ د مخلوط په محلول کې، چې ترای سوډیم سیټراټ $Na_3C_6H_5O_7$ هم ورسره وي، ترسره کېدای شي، چې معادله یې په لاندې ډول ده:

$$NiCl_2 + NaH_2PO_2 + H_2O \rightarrow Ni + NaH_2PO_3 + 2HCl$$

بهیر د هایډروجن د pH ۴ - ۲او د تودوخې په ۹۵ س.ګ درجو کې ترسره کیږي.

د بېټریو په تولید کې : نیکل د وسپنیزو-نیکلي، نیکلي-کاډمیمي، نیکلي- جستي، نیکلي- هایډروجني بېټریو په تولید کې کاریږي.

په کیمیایي ټکنالوجۍ کې : په ډېرو کیمیایي- ټکنالوجیکي بهیرونو کې رېني نیکل (**Raney nickel**) د کټالیسټ په توګه کاریږي.

په وړانګیزه (راډیشن) ټکنالوجۍ کې : د نیکلو د ^{63}Ni ایزوټوپ چې د β^- بېټا- ذرې وړانګه خپروي، نیمایي عمر ۱۰۰ کاله دی، په ګاز لرونکیو کرایتون برېښنایي ګروپونو، همدا راز په ګازي کروماتوګرافۍ کې د الکتروني نېواک (اشغال) په حسګرو کې کاریږي
.

په روغتیا کې:

- نیکل د غاښونو لپاره په(**Dental braces**) کې کاریږي.

- د مصنوعي غاښونو په جوړونه کې کارېږي.

دا فلز د تورو روپیو په تولید کې په پراخه پیمانه کارېږي. په امریکا متحدو ایالتونو کې د **۵** سېنټه توره روپۍ د خلکو په منځ کې د «**نیکل**» په نامه یادېږي.

په تودوخه ساتونکیو کې: نرېه نیکل له دې لامله چې ډېر لږ تودوخه تېروونکی دی کله کله د سرو (ډېرې تودوخه لرونکیو) الو یا ځیزونو د نیونکي په توګه کارېږي، او بل دا چې تودوخه ښه ساتي، ډېر کلک دی او ښه برېښنا تېروونکی دی. له هغه شمېر څخه له نیکلو په سیمابي برېښنايي ګروپونو کې نیوونکې الې جوړېږي.

د موسیقۍ په صنعت کې: **نیکل** د موسقۍ د الاتو د فلزي تارونو په پوښلو کې کارېږي.

۲۹. مس

مس د کیمیايي عنصرونو د دوره یي جدول د څلورمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې **۲۹** او سېمبول یې **Cu** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Cuprum**)، په انګرېزي کې (**Copper**) او په روسي ژبه کې (**Медь**) دی. دا یو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (۸-۵۰-۷۴۴۰) ده. مس د بڼې بدلېدو وړتیا لرونکی او انتقالي فلز دی چې سرو زرو ته ورته ګلابي رنګ لري (د اکسایډي قشر په نه شتون کې ګلابي ته ورته رنګ لري). له پخوا زمانو راهیسې د انسانانو له خوا کارېږي.

انځور: مس یو د کرېډو او بنې بدلېدو وړتیا لرونکی، سرو زرو او ګلابي ته ورته رنګ لرونکی فلز دی

تاریخچه او د نامه ریښه یې

مس یو له هغو فلزونو څخه دی چې له مس لرونکیوکاني ډېرو څخه په پرتلیزه توګه د لاسرسي وړ او د ویلي کېدو د لږ درجې لرونکیو په شمېر کې راځي. په لرغونیو زمانو کې مس له قلعې سره د ګډوله فلز یانې ژېړو په توګه کارېده، چې وسله او نور شیان به ترې جوړېدل.

د مسو لاتیني نوم (**Cuprum**) چې له لرغوني (**Aes cuprium, Aes cyprium**) څخه اخیستل شوی، د قبرس ټاپو له نامه څخه اخیستل شوی چې د مځزېږد په درېیمه زریزه کې پکې د مسو کانونه ول او د مسو د ویلي کولو چارې پکې سرته رسېدې.

لرغوني يوناني تاريخپوه، د «پېښليک» اثر ليکونکي «سترابون» (سترابو) مس د «خالکوس» په نامه نومولي، چې د يونان له «خالکيدا» ښار څخه يې نوم اخيستل شوی وو. له همدغه نامه څخه د لرغوني يونان له مسو څخه د پښانو په کسب کې جوړو شويو او تويښت شويو (ريخته گری) څيزونو نومونه اخيسل شوي دي. د مسو دويم لاتيني نوم (**Aes**) (د سانسکريټ ژبې له **ayas** ، د گوتي ژبې له **aiz** ، د جرمنۍ ژبې له **erz** او انگرېزي ژبې له **ore** څخه) د کاني ډبرې يا کاني ډبرو زېرمه ځای مانا لري. هغه کسان چې د اروپايي ژبو د هندوجرمني ريښې د تيورۍ پلويان دي، د روسي ژبې د (**медь**) ويي (د پولېنډي ژبې **miedz** او د چيکي ژبې **med**) د لرغونې جرمني ژبې له **smida** يانې فلز، او **Schmied** (د انگليسي ژبې له **Smith** يانې پښ) سره نږدې گڼي. داسې نورې کلمې لکه مډال، ميډاليون، (په پرانسي ژبه کې **medaille**) له همدغې کلمې څخه راوتلې دي. د (**медь**) يانې مس او (**медный**) يانې مسي کلمې په لرغونيو روسي ادبي اثارو کې هم ليدل کيږي. کيمياگرو مس د زهره (**Venus**) په نامه نومولي ول. په لا ډېرو لرغونيو زمانو کې د مسو لپاره د (**Mars**) يانې «مريخ» نوم کارېدلی دی.

په طبېعت کې د مسو شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د مسو منځنۍ کچه (کلارک) د کتلې له پلوه **(٤,٧-٥,٥)**$\cdot 10^{-3}$ سلنه ده. د سمندرونو او سمندرگيو په اوبو کې يې کچه ډېره کمه ده يانې $3\cdot 10^{-7}$ سلنه او د سيندونو په اوبو کې يې کچه 10^{-7} سلنه ده.

مس په طبېعت کې هم د مرکبونو په ډول او هم په خالص ډول موندل کيږي. د کالکوپيريټ **$CuFeS_2$** ، کالکوزيټ **Cu_2S** او بورنيټ **Cu_5FeS_4** مينرالونه يې صنعتي ارزښت لري. له دوی سره يو ځای يې نور داسې مينرالونه هم موندل کيږي لکه کوويليټ **CuS** ، کوپريټ **Cu_2O**، ازوريټ **$Cu_3(CO_3)_2(OH)_2$** ، او مالاکيټ **$Cu_2CO_3(OH)_2$** . کله کله مس په نږه ډول هم موندل کيږي، چې د ځينو کتله يې تر ۴۰۰ ټنه پورې رسيږي. د مسو سولفيډونه په

ټوله کې د منځنۍ تودوخې لرونکيو هايډروترمال رګونو کې جوړېږي. همدا راز په رسوبي ډبرو کې هم د مسو زېرمې موندل کيږي، چې مسي شګې او سچيست هم نوميږي. له دا ډول مس لرونکيو ځايونو څخه يې تر ټولو ډېر نامتو د روسيې په «زابايکال» کې «اودوکان»، د قزاقستان په جزکازغان، د منځنۍ افريقا مسي کمربند، او د جرمني په مانسفيلډ کې دي. د مسو نور ډېر شتمن ځايونه په چيلي او امريکا متحدو ايالتونو کې دي.

د مسو د کاني ډبرو لويه برخه په پرانيستې طريقې سره راايستل کيږي. د مسو په کاني ډبرو کې د مسو کچه له ۰٫۳ څخه تر ۱٫۰ سلنې دی.

ايزوټوپونه يې

طبيعي مس له دوو پايښت لرونکيو ايزوټوپونو جوړ دي چې هغه د ^{63}Cu او ^{65}Cu ايزوټوپونه دي. لومړی يې په طبيعت کې د اتومونو د سلنې په شمېر ۶۹٫۱ سلنه او دويم يې ۳۰٫۹ سلنه خپور شوی دی. دا عنصر ۲۷ نور بې پايښته (راديواکتيفي) ايزوټوپونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه يې بيا تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی ^{67}Cu ايزوټوپ دی چې نيمايی عمر يې ۶۱٫۸۳ ساعته دی. تر ټولو ډېر د لنډ عمر لرونکی يې د ^{54}Cu ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې نږدې ۷۵ نانوثانيې دی. د دوی له شمېر څخه يې د ډېری ايزوټوپونو نيمايي عمر تر يوې دقيقې لنډ دی. د مسو هغه بې پايښته ايزوټوپونه چې د کتلو شمېرې يې تر ۶۳ ټيټې دي، د قاعدې له مخې د β^+ بېټا-مثبت-تجزيه لري، او هغه ايزوټوپونه چې د کتلو شمېرې يې تر ۶۵ لوړې دي، د قاعدې له مخې β^- بېټا-منفي-تجزيه لري. د مسو-۶۴ ايزوټوپ هم بېټا-مثبت او هم بېټا-منفي-تجزيه لري.

دا عنصر ۷ هسته يي ايزوميرونه هم لري. له دوی څخه يې تر ټولو ډېر پايښت لرونکی ^{68m}Cu ايزومير دی چې نيمايي عمر يې ۳٫۷۵ دقيقې دی. تر ټولو ډېر بې پايښته يې د

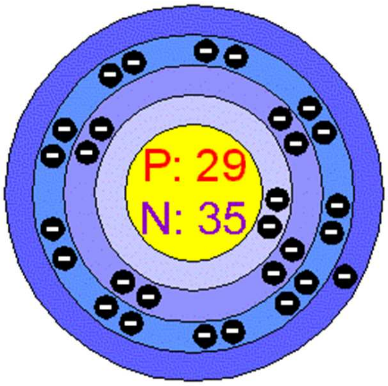
^{69m}Cu ایزومیر دی چې نیمايي عمر يې ۳۶۰ نانوثانيې دی. د مسو د ټولو ایزوټوپونو د کتلو شمېرې له ۵۲ څخه پيل او پر ۸۰ پای ته رسيږي.

د مسو اتوم

د مسو د اتوم هسته له ۲۹ پروتونونو او ۳۵ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۲۹ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۴ ده. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په درېيمه کې يې ۱۸، او په څلورمه 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) ۶۴ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د مسو اتومي کتله ۶۳٫۵۴۶ اتومي واحده ده.
- د اتوم د الکتروني وېش فورمول يې دا $[Ar]\ 3d^{10}\ 4s^{1}$ دی.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۲۸ پ. م دی.



انځور: د مسو د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

- د مسو کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۸,۹۲** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۱۰۸۴,۲۲** ده. (د ک په شمېر **۱۳۵۷,۷۷** درجې ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۲۵۲۲** ده. (د ک په شمېر **۲۸۳۵** ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۱۳,۰۱** کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې **۳۰۴,۶** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۴,۴۴** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- **مولي حجم یې ۷,۱** س. م. م\ موله دی.

مس سرو زرو -گلابي ته ورته رنگ لرونکی فلز دی، په هوا کې ژر په اکسایډي قشر پوښل کیږي، چې مسو ته نری زېړبخون-سور غوندې رنگ ورکوي. د دې فلز نری پاڼې د رڼا په وړاندې زرغون بخون-شین رنگ لري.

پر اوسمیم **Os**، سیزیم **Cs** او سرو زرو **Au** سربېره، مس یو له هغو څلورو فلزونو څخه دی چې ښکاره رنگیني لري، داسې چې د نورو فلزونو له خړ یا پولادي رنگ څخه توپیریږي. دا رنگینوالی یې له دې لامله دی چې د مسو د اتوم د دریېیم ډک اوربیتال او څلورم نیم ډک نیم تش اوربیتال تر منځ الکترونونه تېریږي. د دوی تر منځ انرژیکي توپیر د نارنجي رڼا د څپې له اوږدوالي سره برابرښت لري. د سرو زرو ځانگړي رنگ ته همدغه میکانیزم ځواب وایي.

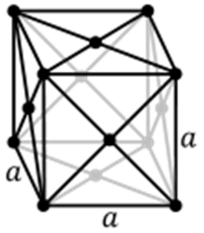
مس د تودوخې او برېښنا تېرولو ډېره وړتیا لري؛ د فلزونو له شمېر څخه د برېښنا تېرولو د ښې وړتیا له پلوه تر سپینو زرو وروسته دویم ځای لري. د برېښنا تېرولو ځانگړې وړتیا یې

د تودوخې په ۲۰ س. گ درجو کې په یو متر کې ۵۵،۵-۵۸ سیمینسه (**siemens**) ده. مس د مقاومت ښه لوی تودوخیز ضریب لري.

د مسو یو شمېر گډوله فلزونه شتون لري لکه مس له جستو سره چې برېس (**Brass**) نومیږي، مس له قلعي سره چې ژېړ نومیږي، او نورو عنصرونو سره، مس او نیکل چې کوپرونیکل یې بولي، مس له سرپو سره چې بابیټ (**Babbitt**) یې بولي، او داسې نور.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د مسو د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې **۳،۶۱۵** انگسترومه دی.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې **۳۱۵** کیلوینه ده.



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

کیمیایي خواص یې

- د مسو کووالینسي نیم قطر ۱۱۷ پ. م دی.
- د ایون نیم قطر یې (e۲+) ۷۳ (e۱+) ۷۷ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۱،۹۰ پاولینگه دی.
- الکترودوي ځواک یې **۰،۳۳۷** + ولټه\ **۰،۵۲۱**+ ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۳، ۲، ۱، ۰ دي.

- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۷۴۵,۰ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۷,۷۲) الکترون ولټه ده.

مس په مرکبونو کې د اکسایډ جوړولو دوه درجې ښیي، چې هغه ۱ + او ۲ + دي. له دوی څخه یې لومړی نامتناسب ګډون ته میل لري او یوازې په نه حلېدونکیو مرکبونو کې پاینبت لري. لکه د مسو (I) اکسایډ Cu_2O (د مسو ډای اکسایډ)، د مسو (I) کلورایډ CuCl، د مسو (I) ایوډایډ CuI او داسې نور. یا په مجموعي هغو کې، د ساري په توګه $[Cu(NH_3)_2]^+$. د ده مرکبونه بې رنګه دي. د اکسایډ جوړولو تر ټولو ډېره پاینبت لرونکې درجه یې ۲+ ده، چې د شنه او شنه- زرغون رنګ مالګې ورکوي. په غیر عادي شرایطو کې کېدای شي چې د اکسایډ جوړولو ۳+ درجه او ان ۵+ درجه لاس ته راشي. د اکسایډ جوړولو دا وروستۍ درجه یې د $Cu(B_{11}H_{11})_2^{3-}$ په مالګو کې وي، چې پر ۱۹۹۴ ز کال لاس ته راغلې دي.

مس د ساده توکي په توګه: دا فلز په هوا کې د لنده بل او کاربون ډای اکسایډ CO_2 په نه شتون کې بدلون نه مومي. دی یو کمزوری جوړوونکی دی، له اوبو او د مالګې له نریو تېزابو HCl سره تعامل نه کوي. له ټینګ سولفوریک اسیډ H_2SO_4 او نایټریک اسیډ (HNO_3)، سلطاني تېزابو $HNO_3 + 3HCl$ ، اکسیجن O_2 ، هالوجینونو او د نافلزونو له اکسایډونو سره اکسایډ جوړوي. د تودوخې ورکولو پر مهال له هایډروجن هالیډونو سره تعامل کوي.

مس په لنده هوا کې اکسایډ کیږي او د مسو (II) کاربونات $CuCO_3$ جوړوي:

$$2Cu + H_2O + CO_2 + O_2 \longrightarrow Cu_2CO_3(OH)_2\downarrow$$

له ساړه ټینګ سولفوریک اسیډ H_2SO_4 سره تعامل کوي، د مسو (II) اکسایډ CuO، سولفور ډای اکسایډ SO_2 او اوبه H_2O جوړوي:

$$Cu + H_2SO_4 \longrightarrow CuO + SO_2 \uparrow + H_2O$$

له سره (ډېره تودوخه ورکړ شوي) ټینګ سولفوریک اسیډ H_2SO_4 سره تعامل کوي، د مسو (II) سولفاټ $CuSO_4$ ، او اوبه جوړوي، سولفور ډای اکسایډ SO_2 ازادوي:

$$Cu + 2H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + SO_2 \uparrow + 2H_2O$$

له بې اوبو سولفوریک اسیډ سره د تودوخې په ۲۰۰ س. ګ درجو کې تعامل کوي او په پایله کې یې د مسو (I) سولفاټ Cu_2SO_4 جوړوي:

$$2Cu + 2H_2SO_4 \xrightarrow{200^\circ C} Cu_2SO_4 \downarrow + SO_2 \uparrow + 2H_2O$$

له نري شوي سولفوریک اسیډ سره، چې اکسیجن هم ورسره وي، د تودوخې ورکولو پر مهال تعامل کوي:

$$2Cu + 2H_2SO_4 + O_2 \xrightarrow{t^\circ} 2CuSO_4 + 2H_2O$$

له ټینګ نایټریک اسیډ HNO_3 سره تعامل کوي او د مسو (II) نایټراټ $Cu(NO_3)_2$ جوړوي:

$$Cu + 4HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 \uparrow + 2H_2O$$

مس Cu له نري نایټریک اسیډ HNO_3 سره تعامل کوي:

$$3Cu + 8HNO_3 \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO \uparrow + 4H_2O$$

له سلطاني تېزابو HNO_3 + ۳ HCl سره تعامل کوي:

$$3Cu + 2HNO_3 + 6HCl \longrightarrow 3CuCl_2 + 2NO \uparrow + 4H_2O$$

له سرو شویو ټینګو مالګې تېزابو HCl سره تعامل کوي:

$$2Cu + 4HCl \longrightarrow 2H[CuCl_2] + H_2\uparrow$$

له نريو مالگې تېزابو **HCl** سره د اکسيجن **O۲** په شتون کې تعامل کوي او د مسو **(II)** کلورايډ **CuCl۲** جوړوي:

$$2Cu + 4HCl + O_2 \longrightarrow 2CuCl_2 + 2H_2O$$

له گازي هايډروجن کلورايډ **HCl** سره د تودوخې په ۵۰۰-۶۰۰ س. گ درجو کې تعامل کوي او د مسو **(II)** کلورايډ **CuCl۲** جوړوي:

$$2Cu + 4HCl + O_2 \xrightarrow{500-600^{o}C} 2CuCl_2 + 2H_2O$$

له هايډروجن برومايډ **HBr** سره تعامل:

$$2Cu + 4HBr \longrightarrow 2H[CuBr_2] + H_2\uparrow$$

دا عنصر همدارنگه له ټينگ سرکې تېزابو (اسيټيک اسيډ **CH۳COOH**) سره د اکسيجن **O۲** په شتون کې تعامل کوي:

$$2Cu + 4CH_3COOH + O_2 \longrightarrow [Cu_2(H_2O)_2(CH_3COO)_4]$$

مس په ټينگ امونيم هايډروکسايډ **NH۳.H۲O** کې حلېږي او د امينونو کومپلکس جوړوي:

$$Cu \xrightarrow{NH_3\cdot H_2O, O_2} [Cu(NH_3)_2]OH \rightleftarrows [Cu(NH_3)_4](OH)_2$$

د مسو **(I)** اکسايډ **Cu۲O** پورې اکسايډ جوړوي، د اکسيجن په کموالي کې د تودوخې په ۲۰۰ س. گ درجو کې تر مسو **(II)** اکسايډه **CuO** پورې اکسايډ جوړوي، د اکسيجن په پرېمانۍ کې او د تودوخې په ۴۰۰-۵۰۰ س. گ درجو کې:

$$4Cu + O_2 \xrightarrow{200^{o}C} 2Cu_2O$$

$$2Cu + O_2 \xrightarrow{400-500^oC} 2CuO$$

د مسو پوډر له کلورينو Cl_2 ، سولفور **S** (په مايع کاربون ډاى سولفيډ CS_2 کې)، او له برومينو Br_2 سره د کوټې د هوا د تودوخې په درجو کې تعامل کوي، چې په لومړۍ بېلگه کې يې له کلورينو سره د مسو (II) کلورايډ $CuCl_2$، په دويمه کې يې له برومينو سره د مسو (II) برومايډ $CuBr_2$ او په درېيمه بېلگه کې يې له سولفور سره د مسو مونوسولفيډ **CuS** جوړ کړی چې د تعاملونو معادلې يې دا دي:

$$Cu + Cl_2 \longrightarrow CuCl_2$$

$$Cu + Br_2 \longrightarrow CuBr_2$$

$$Cu + S \xrightarrow{CS_2} CuS$$

د تودوخې په ۳۰۰ - ۴۰۰ درجو کې له سولفور **S** او سيلينيم **Se** سره تعامل کوي چې په لومړۍ بېلگه کې له سولفور سره د مسو (I) سولفيډ Cu_2S او په دويمه بېلگه کې يې له سيلينيم سره د مسو سيلينيډ Cu_2Se جوړ کړی دی:

$$2Cu + S \xrightarrow{300-400^oC} Cu_2S$$

$$2Cu + Se \xrightarrow{300-400^oC} Cu_2Se$$

مس **Cu** د نافلزونو له اکسايډونو سره هم تعامل کوي، چې له دې لاندې معادلو سره سم يې له سولفور ډاى اکسايډ SO_2 سره د مسو (I) سولفيډ Cu_2S او د مسو (II) اکسايډ **CuO**، له نايټروجن مونوکسايډ **NO** سره د مسو (II) اکسايډ **CuO** او نايټروجن N_2 ، له نايټروجن ډاى اکسايډ NO_2 سره د مسو (II) اکسايډ **CuO** او نايټروجن N_2 ، له ډاى نايټروجن تيتراکسايډ N_2O_4 سره د مسو (II) نايټرات $Cu(NO_3)_2$ او نايټروجن مونوکسايډ **NO** جوړ کړي دي:

$$4Cu + SO_2 \xrightarrow{600-800^\circ C} Cu_2S + 2CuO$$

$$2Cu + 2NO \xrightarrow{500-600^\circ C} 2CuO + N_2 \uparrow$$

$$4Cu + 2NO_2 \xrightarrow{500-600^\circ C} 4CuO + N_2 \uparrow$$

$$Cu + 2N_2O_4 \xrightarrow{80^\circ C, CH_3-COO-CH_2-CH_3} Cu(NO_3)_2 + 2NO \uparrow$$

دا فلز له پوتاسیم سیانیډ **KCN** سره تعامل کوي، پوتاسیم ډای سیانوکوپراټ، الکلي (پوتاسیم هایډروکسایډ **KOH**) او هایډروجن**H_2** جوړوي:

$$2Cu + 4KCN + 2H_2O \longrightarrow 2K[Cu(CN)_2] + 2KOH + H_2 \uparrow$$

له ټینګو مالګې تېزابو **HCl** او پوتاسیم کلوراټ**$KClO_3$** سره تعامل کوي:

$$6Cu + 12HCl + KClO_3 \longrightarrow 6H[CuCl_2] + 2KCl + 3H_2O$$

د مسو **(I)** مرکبونه: د مسو **(I)** اکسایډ **Cu_2O** ، چې سور- نارنجي رنګ لري، د اکسایډ جوړولو ۱+ درجه لري. هایډروکسایډ **CuOH** یې، چې زېړ رنګ لري، ژر تجزیه کیږي او اکسایډ جوړوي. د مسو هایډروکسایډ **CuOH** بنسټیز (بازي) خواص ښیي.

د مسو ۱+ ډېر مرکبونه سپین رنګ لري یا خو بې رنګه دي. دا داسې تشریح کېدای شي چې د مسو په **Cu^+** ایون کې ټول**۵** ، **d ۳** اوربیتالونه د الکترونونو په جوړو ډک دي.

د مسو **(I)** ایونونه د اوبو په محلول کې پایښت نه لري او په اسانۍ نامتناسبه ونډه خپلوي (له خپل ځان سره تعامل کوي):

$$2Cu^+ \rightarrow Cu^{2+} + Cu \downarrow$$

پر عین مهال مس **(I)** د مرکبونو په بڼه موندل کیږي، چې په اوبو کې نه حلیږي، یا خو د مجموعو په ترکیب کې وي. د ساري په توګه ډای کلوروکوپراټ - ایون **$[CuCl_2]^-$** پایښت

لرونکی دی . دی کېدای شي چې د مسو (I) کلورایډ CuCl ته د مالګې تېزابو (هایډروکلوریک اسیډ HCl) په وراچول کېدو سره لاس ته راشي:

$$CuCl + Cl^- \rightarrow [CuCl_2]^-$$

د مسو (I) د مرکبونو خواص د سپینو زرو (I) د مرکبونو خواصو ته ورته دي. له دې شمېر ځخه يې د مسو (I) کلورایډ CuCl ، د مسو بروماید CuBr او د مسو (I) ایوډایډ CuI نه حلېدونکي دي. همدا رنګه د مسو بې پاینېته سولفات Cu_2SO_4 شتون لري.

د مسو (II) مرکبونه: د اکسایډ جوړولو II درجه د مسو تر ټولو ډېره پاینېت لرونکې درجه ده. د مسو تور اکسایډ CuO او د مسو شین هایډروکسایډ $Cu(OH)_2$ همدا درجه لري چې په ولاړ حالت کې اوبه بېلوي (جلاکوي) او هممهال توریږي:

$$Cu(OH)_2 \rightarrow CuO + H_2O$$

د مسو (II) مالګې په اکسایډ جوړوونکیو تېزابونو کې د مسو په حلېدو سره لاس ته راځي. دا اکسایډ جوړوونکي تېزابونه نایټریک اسیډ HNO_3 او ټینګ سولفوریک اسیډ H_2SO_4 دي. د اکسایډ جوړولو په دې درجه کې ډېری مالګې شین یا زرغون رنګ لري.

د مسو (II) مرکبونه د اکسایډ جوړولو کمزوري خواص لري، چې په شننه کې کاریږي. د ساري په توګه د فیلینګ ریاګینټ (Reagent) کشفوونکي توکي کارونه.

د مسو (II) کاربوناټ $CuCO_3$ زرغون رنګ لري، چې د ودانیو، پژیو (مجسمو) او هغو نورو ځیزونو ځینې برخې زرغون رنګ خپلوي چې له مسو جوړ شوي وي، یا د مسو له ګډوله فلزونو جوړ شوي وي او دا زرغون رنګ د هوا له کاربون ډای اکسایډ CO_2 سره د اوبو H_2O په شتون کې له اکسایډي قشر سره د تعامل کولو په پایله کې راپیدا کیږي. د مسو (II) سولفاټ $CuSO_4$ د هایډراټېشن تعامل (Hydration reaction) پر مهال د

مسو (II) سولفاټ $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ شين رنګ لرونکي بلورونه ورکوي، چې د فونګیسیډ (دفع کوونکی یا له منځه وړونکي توکي) په توګه کاريږي.

د مسو (II) اکسایډ د ایتریم، باریم او مسو اکسایډ ($YBa_2Cu_3O_{7-\delta}$) د لاس ته راوړلو لپاره کاريږي، چې د (**superconductor**) د لاس ته راوړلو لپاره بنسټ دی.

د مسو (III) او مسو (IV) مرکبونه : د مسو د اکسایډ جوړولو III او IV درجې د اکسایډ جوړولو لږ ثابت او لږ پایښت لرونکې درجې دي او د هغو مرکبونو له خوا ښودل کيږي چې اکسیجن، فلورین ولري یا مجموعي مرکبونه وي.

د مسو شننیزه کیمیا : مس کېدای شي چې په محلول کې د بونزین څراغ (**Bunsen burner**) د لمبې په زرغونه - شین رنګ باندې مالوم یا کشف کړای شي؛ داسې چې د پلاتینو سیم په نوموړي محلول کې وهل کيږي او بیا د بونزین د څراغ لمبې ته وروړل کيږي او لمبه زرغون- شین رنګ خپلوي.

- په دودیز ډول په کمزوریو محلولونو کې د مسو کمي ټاکل یا نومېړل له ده څخه د هایډروجن سولفید H_2S په تېرولو سره ترسره کېدل، پر دې مهال د مسو سولفیډ د ختېېل په توګه تل ته ښکته کيږي.
- په محلولونو کې د مزاحمت کوونکیو یا خنډ اچوونکیو ایونونو په نه شتون کې مس کېدای شي چې په کومپلکس میتریک، یا (**potentiometry**) ، ایونومیتریک ډول ونومېړل شي.
- په محلولونو کې د مسو میکروکمیت په حرکي او سپیکترالي مېتودونو سره نومېړل (ټاکل) کيږي.

انځور: د مسو (II) نایټرېټ $Cu(NO_3)_2$ ، د مسو یو مرکب، یو غیرعضوي توکی، د دوه ظرفیتي مسو او نایټریک اسیډ مالګه ده، د مسو (II) بې اوبو نایټرېټ دی، په اصل کې بې رنګه بلورونه دي خو چې اوبه جذب کړي نو بیا شین رنګ خپلوي

لاس ته راوړل یې

مس د مسو له کاني ډبرو او مینرالونو څخه لاس ته راځي. د دې فلز د لاس ته راوړلو بنسټیزې طریقې پیرومیټالورجي (د لوړې تودوخې لرونکې پروسې)، هایډرومیټالورجي او الکترولیز دي.

- پیرومیټالورجي مېتود یې له سولفیډي کاني ډبرو څخه د مسو لاس ته راوړل دي. د ساري په توګه له کالکوپیریټ $CuFeS_2$ څخه:

$$2CuFeS_2 + 5O_2 + 2SiO_2 \longrightarrow 2Cu + 2FeSiO_3 + 4SO_2 \uparrow$$

- هایډرومیټالورجي مېتود یې په نري سولفوریک اسیډ H_2SO_4 یا د امونیا NH_3 په محلول کې د مسو د مینرالونو حلول دي؛ له لاس ته راغلیو محلولونو څخه مس د فلزي وسپنې په واسطه ایستل کیږي:

$$CuSO_4 + Fe \longrightarrow Cu\downarrow + FeSO_4$$

- الکترولیزي مېتود يې. د مسو **(II)** سولفاټ**CuSO₄** د محلول الکترولیز کول:

$$CuSO_4 \rightleftarrows Cu^{2+} + SO_4^{2-}$$

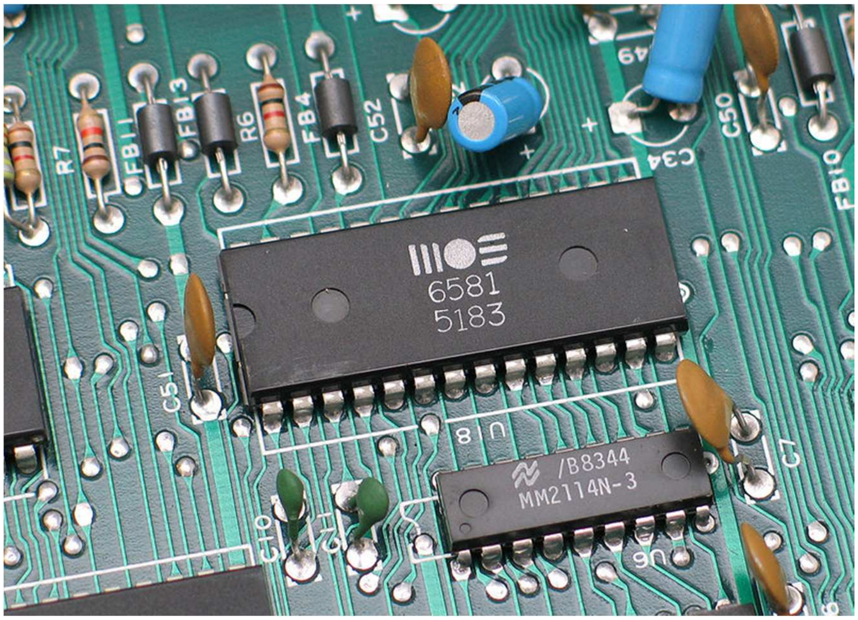
$$K^- : Cu^{2+} + 2e \longrightarrow Cu^0$$

$$A^+ : 2H_2O - 4e \longrightarrow O_2 + 4H^+$$

$$2CuSO_4 + 2H_2O \longrightarrow 2Cu\downarrow + O_2\uparrow + 2H_2SO_4$$

کارونه يې

په الکتروتخنیک کې: مس د ځانګړي ټیټ مقاومت لامله (یوازې تر سپینو زرو وروسته، چې د تودوخې په ۲۰ س. ګ درجو کې يې ځانګړی مقاومت ۰۱۷۲۴, ۰ -۰۱۸۰, ۰ میکرو اوم متره دی، په پراخه پیمانه په الکتروتخنیک کې د ځواکمنو کېبلونو، برېښنا تېروونکیو مزیو یا نورو برېښنا تېروونکیو وسایلو د ساري په توګه د چاپي مدار دړې (**printed circuit board (PCB)**) په جوړونه کې کارېږي. مزي په خپل وار په کنترولوونکیو او برېښنا سپموونکیو موتورونو، برېښنايي انجنونو او ځواکمنو ترانسفرماتورونو کې کارېږي. د دې موخو لپاره باید د مسو فلز ډېر نږه وي؛ که چیرې له مسو سره ځینې نور توکي ګډ وي، نو د برېښنا تېرولو وړتیا يې ډېره کمېږي. د ساري په توګه که چیرې له مسو سره ۰٫۰۲ سلنه الومینیم ګډ وي نو د مسو د برېښنا تېرولو وړتیا نږدې ۱۰ سلنه کموي.



انځور: د چاپي مدار دړه چې په جوړونه کې يې مس کارېږي

تودوخيزه تبادله: د مسو بل ګټور خاصيت د تودوخې تېرولو ډېره وړتيا ده. دا وړتيا دا شونتيا برابروي چې مس په بېلابېلو تودوخه لري کوونکيو سامان الاتو، په تودوخه تبادله کوونکيو کې وکارېږي چې د دوی له شمېر څخه يو شمېر داسې سامان الات او پرزې دي لکه د موټر ليليټر، د کمپيوټرونو د ډي وي بي نقشې (**DVB-map**)، کولر، په مرکز ګرمۍ کې کارېدونکې تودېدونکې وسيله، د کمپيوټرونو د سړولو سېستم (کولر)، او تودوخيزې نلليکې.

د نلليکو په توليد کې: د ميخانيکي بدلون،کږون او لوړ ميخانيکي کلکوالي د خواصو لامله د مايعاتو او ګازونو د لېږدولو لپاره له مسو جوړې شوې نلليکې ډېرې کارېږي. د ساري په توګه د اوبو سمبالولو، تودولو، ګاز سمبالولو په دننني سېستم کې، د کانديسيونر او يخچالونو په پرزو کې. په يو شمېر هېوادو کې له مسو جوړېدونکې نلليکې بنسټيز او تر ټولو ډېر کارېدونکی توکی دی، چې د دغو موخو لپاره په کار وړل

کیږي. د ساري په توګه په فرانسه، لویه برتانیا او استرالیا کې د ودانیو د ګاز سمبالولو لپاره مسي نلليکې، په لویه برتانیا، امریکا متحدو ایالتونو او هانګ کانګ کې مسي نلليکې د اوبو سمبالولو، په لویه برتانینا او سویډن کې مسي نلليکې د ودانیو د تودولو په سېستم کې کاریږي.

سربېره پر دې له مسو او د مسو له ګډوله فلزونو جوړې شوې نلليکې په پراخه پیمانه په بېړۍ جوړونه، د مایعاتو او بړاس د لېږدولو لپاره کاریږي.

د مسو ګډوله فلزونه: د تخنیک په بېلابېلو څانګو کې د مسو ګډوله فلزونه په پراخه پیمانه کاریږي ، له دوی څخه یې د ژېړو او برېس (**Brass**) ګډوله فلزونو تر ټولو ډېره پراختیا موندلې، چې پاس یې یادونه وشوه. د مسو دا دواړه ګډوله فلزونه د توکیو د بشپړې کورنۍ لپاره ټولیز نومونه دي، چې پر قلع او جستو سربېره کېدای شي چې نیکل، بیسموټ او نور فلزونه هم ورسره ګډ شي. د ساري په توګه د توپي فلز (د توپونو فلز)، چې پر ۱۲ او ۱۷ پېړیو په رښتیا هم د توپونو په جوړولو کې ترې کار اخیستل کېده، په ترکیب کې ټول درې بنسټیز فلزونه شامل دي، لکه مس، قلع او جست؛ ترکیبي نسخه یې د توپ جوړولو د مهال او ځای سره بدلیده. د برېس ګډوله فلز ډېره برخه د توپونو د ممهاتو د خولونو او د سپکې وسلې د کارتوسو د تولیو (پوچکو) په جوړولو کې لګول کیږي، دا ځکه چې ټکنالوجیکي او د بنې بدلولو وړتیا یې ډېره ده. د موټرو د پرزو لپاره له مسو سره د جستو، الومینیمو، قلعې، سیلیکون او نور ګډوله فلزونه کاریږي (نږه مس پکې نه کاریږي)، ځکه چې دا ګډوله فلزونه ډېر کلک دي. د ګډوله فلزونو په یو میلي متر مربع له ۳۰ څخه تر ۴۰ کیلوګرامو ځواک راځي، د سوچه مسو په یو میلي متر مربع له ۲۵ څخه تر ۲۹ کیلوګرامو ځواک دی. د مسو ګډوله فلزونه (پرته له بیریلیمي ژېړو او ځینو الومینیمي ژېړو) د تودوخیزو عملیو پر مهال خپل میخانیکي خواص نه بدلوي، د دوی میخانیکي خواص او د زړښت په وړاندې مقاومت یوازې د کیمیاییي ترکیب او پر جوړښت باندې د ده د اغېز له مخې ټاکل کیږي. د مسو د ګډوله فلزونو ارتجاعي قابلیت یا (د یونګ مودل)

(په یو میلي متر مربع له ۹۰۰ څخه تر ۱۲۰۰۰ کیلوګرام ځواکه دی، تر پولادو ټیټ دی) . د مسو د ګډوله فلزونو تر ټولو ډېر مهم ښه والی د سولېدو ټیټ ضریب دی، چې په (pair of sliding) کې د دوی کارونه په ځانګړي ډول معقوله او سمه بلل کیږي، چې د کړېدو راکړېدو د لوړ تاب او په ځینو مهاجمو چاپیریالونو کې د زنګ وهلو په وړاندې د ډېر مقاومت لرونکیو ډېرو ګډوله فلزونو سره سمون لري . د ټولو مسي ګډوله فلزونو د سولېدو د کچې ضریب تخمینن یو ډول دی، خو میخانیکي خواص او د زړښت په وړاندې مقاومت، همدا رنګه د زنګ وهلو په شرایطو کې سلوک یې د ګډوله فلز په ترکیب پورې اړه لري او ترکیب یې بیا په جوړښت پورې. د دوه فازه ګډوله فلزونو کلکوالی لوړ دی، خو د یو فازه بیا د بڼو بدلولو (کږول، راکږول، پاڼې جوړول، اوږدول او داسې نور) قابلیت ډېر دی . مس د لېم کولو سیمونو (ګډوله فلزونو) ارزښتناکه ترکیبي برخه ده، چې د ویلي کېدو تودوخه یې ۵۹۰-۸۸۰ س . ګ درجې ده چې له ډېری فلزونو سره د نښلېدو (Adhesion) (یوځای کېدو) ښه وړتیا لري، د بېلابېلو فلزي پرزو د یو ځای کولو، په تېره بیا د بېلابېلو فلزونو له نللیکو څخه نېولې تر اوبلنو توغندیزو انجنونو پورې.

هغه ګډوله فلزونه چې مس پکې مهم دي یو هم ډیورالومین (Duralumin) دی، چې مس له الومینیمو سره ګډ دي، مس په ډیورالومین کې ۴,۴ سلنه دي.

د زرګرۍ په سامان او ګاڼه کې: د زرګرۍ په چارو کې ډېری مهال د مسو او سرو زرو ګډوله فلزونه کاریږي. دا د دې لپاره چې ګاڼه کلکه وي، کږه نه شي، ماته نه شي، ونه سولیږي، ځکه چې خالص سره زر ډېر نرم فلز دی، د میخانیکي اغېز او فشار په وړاندې مقاومت نه لري.

د مرکبونو کارېدنه یې: د مسو اکسایډونه د ایتریم، باریم مسو $YBa_2Cu_3O_{7-\delta}$ د اکسایډ د لاس ته راوړلو لپاره کاریږي، چې د لوړې تودوخې (superconductor) د لاس ته راوړلو لپاره بنسټ دی . مس د اډیسون لالانډ سلول (Edison–Lalande cell) او پیلونو (بالټیو) د تولید لپاره کاریږي.

په نورو برخو کې کارونه: مس د اسيټيلين (اتين) C_2H_2 د پولیمیریزېشن لپاره تر ټولو ډېر کارېدونکی کتالیسټ دی. له همدې لامله له مسو څخه هغه جوړې شوې نللیکې، چې د اسيټيلينو د لېږدولو لپاره وي، يوازې هغه مهال کېدای شي وکارېږي چې د نللیکو په توکيو کې د مسو کچه تر ۲۴ سلنې زياته نه وي.

مس په معمارۍ کې په پراخه پيمانه کارېږي. د ودانيو پاسني مخ ته د نريو مسي پاڼو اونري مسي څادر ورکول د همدغو مسي پاڼو د زنګ نه وهلو لامله له ۱۰۰ څخه تر ۱۵۰ کاله کار ورکوي.

اوسمهال داسې اټکل کيږي چې په راتلونکې کې به د مسو کارونه لا ډېره پراختيا ومومي، او د باکټرياوو د وژنې په موخه به په روغتيايي موسسو، لکه پولي کلينيکونو، روغتونونو او نورو کې ورونه، د دوی لاستي، د اوبو سمبالولو سامان، د زينې کټاره، د فلزي کټونو هغه ځايونه چې لاس پرې لګيږي، د پخلنځي مېزونه او نورې ټولې هغه پاسنۍ سطحې، چې د انسان لاس پرې لګيږي، له مسو جوړ شي.

۳۰. جست

جست د کيميايي عنصرونو د دوره يي جدول د څلورمې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې ۳۰ او سېمبول يې **Zn** دی. د دې عنصر نوم په لاتيني ژبه کې (**Zincum**)، په انګرېزي کې (**Zinc**) او په روسي ژبه کې (**Цинк**) دی. جست يو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره يې (۷۴۴۰-۶۶-۶) ده. په عادي شرايطو کې يو ماتېدونکی انتقالي فلز دی چې شين اسماني- سپين بخون رنګ لري، په هوا کې لږ خپ کيږي او د جستو اکسايډ **ZnO** په نري قشر پوښل کيږي.

انځور: جست ماتېدونکی اسماني شین-سپین بخون رنګ لرونکی فلز دی.

تاریخچه يې

له مسو سره د جستو ګډوله فلز چې ژېړ نومېږي (په پارسي کې برنج) لا په لرغوني یونان، لرغوني مصر، په هند کې پر ۷ زېږدي پېړۍ او په چین کې پر ۱۱ زېږدي پېړۍ خلکو ته مالوم وو. اوږده موده خلکو نه شو کولای چې نږه جست لاس ته راوړي. پر ۱۷۳۸ ز کال په انګلستان کې «ویلیام چېمپیون» (۱۷۰۹- ۱۷۸۹) لومړی ځل د تقطیرولو مېتود پر مټ جست لاس ته راوړل او د کشف حق يې تر لاسه کړ. په صنعتي چارو کې د جستو ویلي کول هم پر ۱۸ پېړۍ پیل شول. پر ۱۷۴۶ ز کال الماني تبعه «اندریاس سیګیسموند مارګرف» (۱۷۰۹-۱۷۸۲) په جرمني کې همدې ته ورته یانې د تقطیر مېتود پر مټ لومړی له سکرو سره د جستو اکسایډ ZnO ته یو ځای په ځېنو معوجونو (retort) کې تودوخه ورکوله او سره کول يې، داسې چې هوا يې نه ورپرې ښووده، بیا يې په یخچالونو کې د جستو بړاسونه میعان کول او په دې ډول يې سوچه جست لاس ته راوړل. «مارګرف» خپل مېتود په مفصل ډول تشریح کړ او په دې ډول يې د جستو د تولید د تیورۍ بنسټونه کېښودل. ځکه خو دی ډېری مهال د جستو د لومړي کشفوونکي په نامه یادېږي.

د نامه ریښه یې

د جست کلمه لومړی وار د سویسي- الماني کیمیاګر «پاراسیلسوس» (۱۴۹۳-۱۵۴۱) په اثارو کې لیدل شوې ده . ده د «**Liber Mineralium II**» په کتاب کې دا فلز د «**zincum**» یا «**zinken**» په نامه یاد کړی دی. احتمال لري چې دا کلمه د الماني ژبې له «**Zinke**» څخه اخیستل شوې وي چې د «تېره غاښ یا ستن» مانا لري، ځکه چې د فلزي جستو بلورونه ستنو ته ورته بڼه لري.

په طبیعت کې د جستو شتون

د جستو **۲۲** مینرالونه پېژندل شوي، د دوی له شمېر څخه یې ځینې دا دي لکه زینسیټ **ZnO**، سفالیریټ **ZnS**، ویلیمیټ $Zn_2[SiO_4]$، هیمیمورفیټ $Zn_4Si_2O_7(OH)_2.H_2O$، سمیټ سونیټ $ZnCO_3$ او فرانکلینیټ $ZnFe_2O_4$. تر ټولو ډېر خپور شوی مینرال یې سفالیریټ دی. د دې مینرال لوی ترکیبي توکی د جستو سولفیډ **ZnS** دی، او نور ورسره ببلابېل ګډ توکي دې توکي ته ببلابېل رنګونه ورکوي. د دې مینرال مالومول ستونزمن کار دی او له همدې لامله د (غولونکي، یا تېرایستونکي) په نامه هم يادېږي. د جستو دا تېر ایستونکی مینرال لومړی مینرال بلل کېږي چې د **۳۰** شمېرې عنصر (جست) نور مینرالونه ورڅخه جوړ شوي دي لکه سمیټ سونیټ $ZnCO_3$ ، زینسیټ **ZnO**، او هیمیمورفیټ $Zn_4Si_2O_7(OH)_2.H_2O$. د دې ډول کاني ډبرې ټوټه له لرې سړي ته داسې ښکاري لکه کوم پټارې ژوی چې وي.

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د جستو منځنۍ کچه $8,3 \cdot 10^{-3}$ سلنه ده. په هغو توکیو کې چې له اورشیندو غرونو څخه راوتلي وي، په هغوی کې یې د تروو توکیو په پرتله کچه لږ ډېره ($1,3 \cdot 10^{-2}$) سلنه ده . جست په اوبو کې له یوه ځایه بل ځای ته یو باانرجي لېږدېدونکی دی، په تېره بیا تر ځمکې لاندې په تودو اوبو او د سرو اوبو په چینو کې یې مهاجرت له سرپو **Pb** سره ډېر دی. له همدغو اوبو څخه یې تل ته د جستوسولفیډ کېني

(ښکته کیږي) چې د صنعت لپاره لوی ارزښت لري. همدا راز جست د ځمکې د سر او تر هغې لاندې اوبو کې ډېر مهاجرت کوي او د دې اوبو تل ته یې بیا هایډروجن سولفیډ H_2S کښني، د خټو جذب او نور بهیرونه پکې لږ رول لوبوي.

جست مهم عضوي (بیوجینیک) عنصر دی، په ژوندیو اورګانیزمونو کې یې منځنۍ کچه $5\cdot10^{-4}$ سلنه ده. خو ځینې داسې استثنایي اورګانیزمونه هم شته چې د جستو کچه پکې ډېره ده لکه د چمبېل ګل ځینې ډولونه.

انځور: سفالیریټ ZnS د جستو کیمیایي عنصر تر ټولو ډېر خپور شوی مینرال دی

کانونه یې

د جستو کانونه په چین ولسي جمهوریت، استرالیا، پیرو، امریکا، کاناډا، مکسیکو، ایرلېنډ هند، قزاقستان، سویډن، روسیه، بولیویا، برازیل، ایران، پولېنډ، ترکیه او ځینو نورو هېوادو کې موندل کیږي، خو تر ټولو ډېر لوی کانونه یې په چین ولسي جمهوریت، پېرو او استرالیا کې دي.

لاس ته راوړل يې

جست په طبيعت کې په نږه ډول نه موندل کيږي. دا عنصر له داسې کانې ډېرو څخه لاس ته راځي چې ګڼ شمېر فلزونه په خپل ترکيب کې لري، په بله وينا له پولوميټاليک کاني ډېرو څخه چې له ۱ تر ۴ سلنې پورې جست د سولفيډ په بڼه لري.

د جستو له اکسايډ ZnO څخه نږه جست په دوو لارو لاس ته راتلی شي. له دې دوو څخه يې يوه د تقطير (پيرومېټالورجي) په واسطه، يا د تودوخې په ډېرو لوړو درجو سره د جستو نږه کول دي. دا مېتود له پخوا څخه شتون لري. په تودوخه سره شوي جست لرونکي ته تف جوشي ورکول کيږي د دې لپاره چې دانه دانه غونډې شي او ګاز ترې تېر شي، تر دې وروسته يې د سکرو يا هم د ډېرو سکرو د کوک (کوکس) په واسطه د تودوخې په ۱۲۰۰—۱۳۰۰ °C: $ZnO + C = Zn + CO$ درجو کې نږه کيږي.

د دې فلز د لاسته راوړلو تر ټولو لويه لار الکتروليتي (هايډرومېټالورجيکه) لار ده. جست لرونکي توکي چې ښه ډېره تودوخه ورکړ شوې وي د سولفوريک اسيډ H_2SO_4 پر مټ پاکيږي. د سولفاټ لاس ته راغلی محلول د جستو د غبار د ښکته کېناستو له لارې له اضافي توکو څخه پاکيږي او په شاورونو ته ورته لوښيو کې، چې دننه خوا ته ورته سرپ ورکړل شوي وي، الکتروليز کيږي. جست په الومينيمي کتودونو باندې راټوليږي چې په هرو ۲۴ ساعتو کې ترې رالري کيږي (تونږل کيږي) او د (induction furnace) په نامه ځانګړيو بټيو کې يې ويلي کوي. زياتره د الکتروليتي جستو سوچه والی ۹۹,۹۵ سلنه وي. له توليدي پوسو (تفالو) څخه يې د جستو سولفاټ، سرپ Pb ، مس Cu ، کاډميم Cd ، سره زر Au او سپين زر Ag لاس ته راځي؛ کله کله خو لا اينډيم In ، ګاليم Ga ، جرمانيم Ge، او تاليم Tl هم ترې لاس ته راځي.

ایزوټوپونه يې

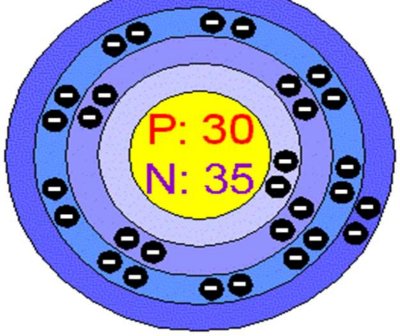
طبيعي جست له **۵** پايښت لرونکيو ايزوټوپونو جوړ دي چې هغه د ^{64}Zn، ^{66}Zn، ^{67}Zn، ^{68}Zn او ^{70}Zn ايزوټوپونه دي. د دوی له شمېر څخه يې د جست-۶۴ ايزوټوپ تر ټولو ډېر دی او ډېروالی يې **۴۸,۶** سلنه دی. د دې عنصر **۲۵** نور راديواکتيفي ايزوټوپونه هم پېژندل شوي چې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي يې يو د جست-**۶۵** ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې **۲۴۴,۲۶** ورځې دی. بل يې د جست-۷۲ ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې **۴۶,۵** ساعته دی. د نورو ټولو راديواکتيفي ايزوټوپونو نيمايي عمر تر ۱۴ ساعتو لنډ دی، د ډېری هغو نيمايي عمر تر يوې ثانيې هم لنډ دی. دا عنصر همدا راز ۱۰ هسته يي ايزوميرونه هم لري. د جستو د ايزوټوپونو د کتلو شمېرې له **۵۴** څخه پيل او پر ۸۳ پای ته رسيږي.

د جستو اتوم

د جستو د اتوم هسته له ۳۰ پروتونونو او **۳۵** نيوترونونو جوړه ده. د هستې په شاوخوا کې يې ۳۰ الکترونونه شتون لري چې د دې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۴ ده. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په درېيمه کې يې ۱۸، او په څلورمه 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) **۶۵** دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د جستو اتومي کتله **۶۵,۳۸** اتومي واحده ده.
- د اتوم د الکتروني وېش فورمول يې دا $[Ar]\ 3d^{10}\ 4s^{2}$ دی.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۳۸ پ. م دی.



انځور: د جستو د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

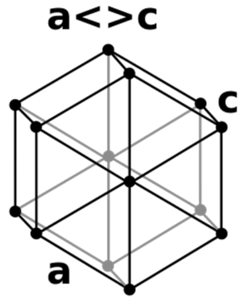
- د جستو کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې **۷,۱۳۳** گرامه دی.
- د ويلی کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۴۱۹,۵۳** ده. (د ک په شمېر **۶۹۲,۶۸** ده).
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۹۰۷** ده. (د ک په شمېر **۱۱۸۰** ده).
- د ويلي کېدو تودوالی يې **۷,۲۸** کيلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی يې **۱۱۴,۸** کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې **۲۵,۴** جوله\(کيلوين. موله) دی.
- مولي حجم يې **۹,۲** س. م. م\موله دی.

نره جست ډېر کرېدونکی سپينو زرو ته ورته رنگ لرونکی فلز دی. د کوټې د هوا د تودوخې په درجو کې نازک او ماتېدونکی دی. د جستو د نري ټيکلي د کرېولو پر مهال يې د بلورونو د خپلمنځي سولېدنې ځانگړی غږ اورېدل کيږي. د تودوخې په ۱۰۰-۱۵۰ س. گ

درجو کې کرېدونکی (د کرېولو وړ) دی. که چیرې له جستو سره ځینې نور توکي، عنصرونه گډ وي نو بیا یې د ماتېدو وړتیا نوره هم زیاتیږي.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د جستو د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډیز (هیگزاگونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې a=۲,٦٦٤٨ c=٤,٩٤٦٨ دی.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې **۲۳۴** کیلوینه ده.



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

کیمیایي خواص یې

- د جستو کووالینسي نیم قطر **۱۲۵** پ. م دی.
- د ایون نیم قطر یې (+۲e) **۷۴** پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې **۱,۶۵** پاولینگه دی.
- الکترودي ځواک یې **۰,۷۶**- ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجه یې **۲**+ ده.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې **۹۰۵,۸** کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۹,۳۹) الکترون ولټه ده.

جست د دوه گوني (امفوتيريک) خواصو (هم تېزابي او هم الکلي خواصو) درلودونکي مرکبونه جوړوي. د ده دا اکسایډ **ZnO** او دا هایډروکسایډ **$Zn(OH)_2$** امفوتيريک مرکبونه دي.

دا فلز په هوا کې د جستواکسایډ **ZnO** په نري قشر پوښل کيږي. که چيرې ډېره تودوخه ورکړ شي نو سوځي او سپين امفوتيريک (دوه گونی خاصيت لرونکی) اکسایډ **ZnO** جوړوي چې معادله يې په لاندې ډول ده:

$$2Zn + O_2 \rightarrow 2ZnO$$

د جستو اکسایډ **ZnO** هم د تېزابونو له محلولونو سره تعامل کوي چې معادله يې دا ده:

$$ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$$

او هم د الکليو له محلولونو سره:

$$ZnO + 2NaOH + H_2O \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$$

د عادي سوچه والي جست د تېزابونو له محلولونو سره کارنده تعامل کوي:

$$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2 \uparrow$$

او د الکليو له محلولونو سره تعامل کوي:

$$Zn + 2NaOH + 2H_2O \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4] + H_2 \uparrow$$

او د جستو هایډروکسو زينکاټونه جوړوي. ډېر نرء جست د تېزابونو او الکليو له محلولونو سره تعامل نه کوي. خو که چيرې د مسو **(II)** سولفاټ **$CuSO_4$** څو څاڅکي وراضافه شي نو پر تعامل کولو پيل کوي.

جستو ته د تودوخې ورکولو پر مهال دی له هالوجینونو سره تعامل کوي او د جستو هالیډونه $ZnHal_2$ جوړوي . دا فلز له فاسفورس **P** سره د تعامل په پایله کې د جستو فاسفیډونه Zn_3P_2 او ZnP_2 جوړوي. له سولفور **S** او هغه ته ورته سیلینیم **Se** او ټیلوریم **Te** سره د جستو بېلابېل کالکوجینایډونه جوړوي لکه دا ZnS, $ZnSe$, $ZnSe_2$ او **ZnTe** .

دا فلز له هایډروجن، نایټروجن، کاربون، سیلیکون او بورون سره په مخامخ ډول تعامل نه کوي. جستو ته له امونیا NH_3 سره له ۵۵۰ څخه تر ۶۰۰ س. گ درجو تودوخه ورکول کیږي او د تعامل په پایله کې یې د جستو نایټرایډ Zn_3N_2 لاس ته راځي.

د اوبو په محلولونو کې د جستو ایونونه Zn^{2+} د جستو $[Zn(H_2O)_4]^{2+}$ او $[Zn(H_2O)_6]^{2+}$ اکوا مجموعې (**aquo complexes**) جوړوي.

۳۱. گالیم

گالیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د څلورمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۳۱ او سېمبول یې **Ga** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Gallium**)، په انگلیسي کې (**Gallium**) او په روسي ژبه کې (**Га́ллий**) دی. د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره (۳-۵۵-۷۴۴۰) ده. دا یو نرم ماتېدونکی فلز دی چې سپینو زرو ته ورته رنگ لري. د ځینو نورو مالوماتو له مخې خړ وزمه سپین رنگ لري چې شین وزمه پړک کوي.

انځور: ګالیم نرم ماتېدونکی سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی چې شین وزمه پړک کوي

تاریخچه یې

د ګالیم شتون د نامتو روسي کیمیاپوه «مندلیف» له خوا وړاندویل شوی وو. ده پر **۱۸۶۹** ز کال د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د جوړولو پر مهال د ده له خوا د دوره یي قاعدې د رااېستلو پر بنسټ الومینیم او سیلیکون ته ورته عنصرونو لپاره ځایونه پرې اېښي ول. «مندلیف» په داسې حال کې چې ګاونډي عنصرونه یې ښه څېړلي ول د هغوی د خواصو پر بنسټ یې نه یوازې فیزیکي او کیمیایي خواص په کره ډول وښودل، بلکې د کشف مېتود یانې سپیکتروکوپي یې هم وښوده. نوموړي د ۱۸۷۰ ز کال د ډیسمبر پر ۱۱ نېټه په یوه لیکنه کې چې «د روسیې د کیمیایي ټولنې مجله» کې چاپ شوې وه، دا وښوده چې د اېکاالومینیم (موخه یې ګالیم دی) اتومي وزن ۶۸ ته نږدې دی، ځانګړی وزن یې په یو س. م. کې **۶** ګرامه دی. دا فلز به په اسانۍ ویلي کېدونکی وي.

پر راتلونکي لنډ مهال ګالیم د پرانسي کیمیاپوه «**پول ایمیل لیکوک دي بویس بودران**» (**۱۸۳۸-۱۹۱۲**) له خوا کشف او د ساده توکي په توګه بېل کړای شو. د **۱۸۷۵** ز کال د سیپټمبر پر ۲۰ د پاریس د پوهنو اکاډمۍ په غونډه کې د دې نوي عنصر د کشف او د ده د

خواصو د څېړنې په اړه د «ليکوک دي بويس بودران» ليک ولوستل شو . په همدغه ليک کې ده وړانديز وکړ چې دا نوی عنصر دې د «گاليم» (Gallium) په نامه ونومول شي. د دې عنصر ښېلول له ډېرو ستونزو سره تړلی وو، ځکه چې په موندل شوې کانې ډېره کې يې کچه تر ۰,۱ سلنې هم لږه وه. په پايله کې «ليکوک» وکړای شول چې دا نوی عنصر تر لاسه کړي. دا هم مالومه شوه چې دا عنصر د خواصو له پلوه جستو ته ورته دی.

کله چې روسی کيمياپوه «منداليف» د دې عنصر له کشفه له چاپ شوي رپوټه خبر شو، نو ورته مالومه شوه چې د نوي عنصر په اړه بيان نږدې له ټول هغه بيان سره سر خوري چې ده يې مخکې له مخکې (د ايکاالومينيم نوم ورته ټاکلی وو) وړاندوينه کړې وه. ده په دې اړه پرانسي کيمياپوه «ليکوک» ته په يو ليک کې وليکل چې د دې نوي فلز کثافت په يو س. م. م کې ۴,۷ گرامه نه دی، يانې ناسم ټاکل شوی، سم کثافت يې بايد ۵,۹ - ۶,۰ وي. په دې اړه له سم کنترول‌ه مالومه شوه چې منداليف په حق دی.

د نامه ريښه يې

«پول ايميل ليکوک دي بويس بودران» دا عنصر د خپل هېواد پرانسې په وياړ ونوماوه، يانې د پرانسې له لاتيني نامه (Gallia) سره سم يې ونوماوه.

داسې يوه بې لاسونده کيسه هم شته چې گواکې د عنصر کشفوونکي د عنصر په نامه کې خپل کورنی نوم ليکوک (Lecoq) هم پټ کړی او ځای کړی دی. د عنصر لاتيني نوم يانې (Gallium) له غږيز (فونيمي) پلوه (gallus) ته نږدې دی چې په لاتيني ژبه کې «چرگ» ته وايي. دا هم د يادولو وړ ده چې چرگ په پرانسي ژبه کې (le coq) او د پرانسې هېواد سېمبول دی.

په طبیعت کې د ګالیم شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د ګالیم منځنۍ کچه په یو ټن کې ۱۹ ګرامه ده. دا یو خپور شوی عنصر دی، چې دوه ګونې کیمیایي طبیعت لري. له دې لامله چې د ده بلوري (کریستالي) کیمیایي خواص الومینیم **Al**، وسپنې **Fe** او ځینو نورو ته نږدې دي او له هغو سره د یو ځای کېدو ورته والی لري، ګالیم د خپل کلارک له لویوالي سره سره لویې زېرمې نه لري. دا لاندې مینرالونه د ګالیم ډېره کچه په خپل ترکیب کې لري لکه سفالیریټ **ZnS** (دا عنصرونه **Fe**، **Cd**، **In**، **Ga** هم لري) له صفر ۰ څخه تر ۰٫۱ سلنې، مګنیټیټ **Fe_3O_4** له ۰ صفر څخه تر ۰٫۰۰۳ سلنې، کاسیټیریټ **SnO_2** له ۰ څخه تر ۰٫۰۰۵ سلنې، لعل یا (ګارنیټ) **$R^{2+}{}_3R^{3+}{}_2[SiO_4]_3$** له ۰ صفر څخه تر ۰٫۰۰۳ سلنې، بیریل **$Al_2[Be_3(Si_6O_{18})]$** له ۰ صفر څخه تر ۰٫۰۰۳ سلنې، تورمالین **$Na(Li,Al)_3Al_6[(OH)_4[(BO_3)_3Si_6O_{18}]$** له ۰ څخه تر ۰٫۰۱ سلنې، سپوډومین **$LiAl(Si_2O_6)$** له ۰٫۰۰۱ څخه تر ۰٫۰۷ سلنې، فلوګوپیټ **$KMg_3[Si_3AlO_{10}].(F,OH)_2$** له ۰۰۱ , ۰ څخه تر ۰٫۰۰۵ سلنې، بیوټیټ **$K(Mg,Fe)_3[Si_3AlO_{10}][OH,F]_2$** له صفر ۰ څخه تر ۰٫۱ سلنې، موسکوویټ **$KAl_2(AlSi_3O_{10})(OH)_2$** له صفر ۰ څخه تر ۰٫۰۱سلنې، سیریسیټ **$KAl_2(Si_3Al)O_{10}.(OH)_2$** له ۰ څخه تر ۰٫۰۰۵ سلنې، لیپیډولیټ **$KLi_2Al(Al,Si)_3O_{10}.(F,OH)_2$** له ۰٫۰۰۱ څخه تر ۰٫۰۳ سلنې، کلوریټ **$(Mn,Al)_6(OH)_8((Si,Al)_2$** له ۰ څخه تر ۰٫۰۰۱ سلنې، فیلډسپاټ له ۰ څخه تر ۰٫۰۱ سلنې، نیفیلین **$(Na,K)AlSiO_4$** له ۰ څخه تر ۰٫۱ سلنې، هېکمانیټ **$Na_8Al_6Si_6O_{24}(Cl_2S)$** له ۰٫۰۱ څخه تر ۰٫۰۷ سلنې، ناټرولیټ **$Na_2Al_2Si_3O_{10}.2(H_2O)$** له ۰ څخه تر ۰٫۱ سلنې. د سمندري او سمندرګیو اوبو په یو لیتر کې د ګالیم کچه $3\cdot10^{-5}$ میلي ګرامه ده.

د دې فلز د پیدا کېدو سیمې په سویل لوېدیځه افریقا، روسیه او په همګټې هېوادو کې دي.

لاس ته راوړل یې

هغه مینرال چې د ګالیم په لرلو سره نامتو دی هغه کمپښنه ګالیټ $CuGaS_2$ دی چې په ترکیب کې یې د مسو سولفیډ او ګالیم سولفیډ شتون لري. د دې مینرال نښې نښانې تل له سفالیریټ، کالکوپیریټ او جرمانیټ مینرالونو سره موندل کیږي. تر دې ډېره کچه یې د ځینو ډبرو سکرو په ایرو کې موندل شوې ده. خو د ګالیم د لاس ته راوړلو لویه سرچینه د بوکسیټ کاني ډبره او د نیفیلین مینرال دی. دا فلز همدا راز له پولومیټالیکو کاني ډبرو او سکرو څخه لاس ته راتلای شي. له دې توکیو څخه ګالیم د الکلي مایعاتو د الکترولیز پر مټ ایستل کېدای شي او دا توکي په اصل کې منځواټنیز توکي دي چې په انګرېزي کې یې د (intermediate product) په نامه یادوي چې د الومینیم اکسایډ Al_2O_3 پر مټ د طبیعي بوکسیټونو تر پاکولو وروسته پاتې شوني توکي دي. په بایر بهیر (Bayer process) کې تر تجزیه کېدو وروسته په الکلي الومیناټ محلول کې د ګالیم کچه په یو لیتر کې له ۱۰۰ تر ۱۵۰ میلي ګرامو ده. په صنعتي ډول له بوکسیټ کاني ډبرو څخه د الومینیم اکسایډ تولید د بایر بهیر په نامه یادیږي. په دې طریقو سره د ګالیم لویه برخه له کاربونیزېشن الومینیم څخه بېلیږي، اوپه وروستي پړاو کې یې خټښل سره راټولیږي او یو ځای کیږي. تر دې وروسته غني شوی خټښل د چونې (اهک) پر مټ پاکیږي، ګالیم محلول ته راتېریږي او له محلول څخه دا فلز بیا د الکترولیز پر مټ بېلېږي. تر دې وروسته چټل او ناپاک ګالیم په اوبو مینځل کیږي، تر دې وروسته چاڼل کیږي (فلتر کیږي) او په تش (ګوګ) ځای کې د دې لپاره تودوخه ورکول کیږي چې په ترکیب کې ورسره ګډ الوتونکي توکي ترې لرې شي. د ډېر نره ګالیم د لاس ته راوړلو لپاره کیمیایي تعامل(د مالګو تر منځ تعامل)، الکتروکیمیایي تعامل (د محلولونو الکترولیز) او د فیزیکي (تجزیه کېدنې) مېتود کاریږي. دا فلز په ډېر سوچه ډول (۹۹,۹۹۹ سلنه) د الکترولیتي چڼ کولو پر مټ او همدا راز د هایډروجن پر مټ په کره ډول د ګالیم ترای کلورایډ $GaCl_3$ د سوچه کولو له لارې لاس ته راغلی دی.

ایزوټوپونه یې

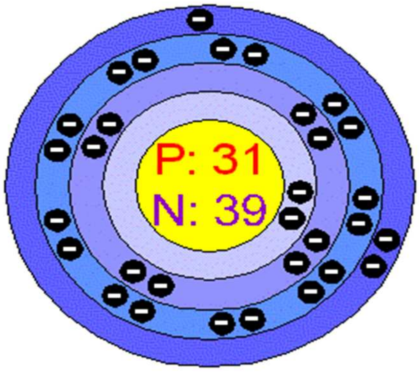
د ګالیم کیمیایي عنصر د دوو پایښت لرونکیو ایزوټوپونو له مخلوطه جوړ دی او هغه یو ګالیم-۶۹ (^{69}Ga) او بل یې ګالیم-۷۰ (^{70}Ga) دی. همدا راز د دې عنصر نور ۲۹ رادیو اکتیفي ایزوټوپونه هم پېژندل شوي چې د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ګالیم-۶۷ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۳,۳ ورځې دی. بل یې د ګالیم-۷۲ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۴,۹۵ ساعته دی. بل یې د ګالیم-۷۳ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۴,۸۲ ساعته دی. بل یې هم د ګالیم-۶۸ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۶۷,۷۱ دقیقې دی. د دې عنصر ۳ هسته یي ایزومیرونه هم پېژندل شوي چې هغه ^{64m}Ga، ^{72m}Ga او ^{74m}Ga دي. د ګالیم د ټولو ایزوټوپونو د کتلو شمېرې له ۵۶ څخه پیل او پر ۸۶ پای ته رسیږي.

د ګالیم اتوم

د ګالیم د اتوم هسته له ۳۱ پروتونونو او ۳۹ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۳۱ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر اتوم ۴ انرژیکي سوېې لري، په بله وینا د دې عنصر د انرژیکي سویو شمېره یې ۴ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، او په څلورمه انرژیکي سویه کې یې ۳ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د ګالیم د اتوم په هسته کې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۷۰ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د ګالیم اتومي کتله ۶۹,۷۲۳ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[Ar]\ 3d^{10}\ 4s^{2}\ 4p^{1}$ سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې ۱۴۱ پ. م دی.



انځور: د گاليم د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

- د گاليم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې **۵,۹۱** گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۲۹,۷۸** ده. (د ک په شمېر **۳۰۲,۹۳** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۲۴۰۳** ده. (د ک په شمېر **۲۶۷۶,۱۵** ده).
- د ويلي کېدو تودوالی يې **۵,۵۹** کيلوجوله\موله دی.
- د براس تودوالی يې **۲۷۰,۳** کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې **۲۶,۰۷** جوله\(کيلوين. موله) دی.
- مولي حجم يې **۱۱,۸** س. م. م\موله دی.

بلوري (کريستالي) گاليم څو پوليمورفي بڼې لري، خو يوازې يوه بڼه يې ترموډيناميکي پايښت لري او هغه **(I)** دی چې بلوري جالۍ يې معيني (اورتورومبيک) سېستم لري او پارامترونه يې **a =** ۴,۵۱۸۶ انگسترومه، **b =** ۷,۶۵۷۰ انگسترومه او **c =** ۴,۵۲۵۶ انگسترومه دي. د گاليم نورې بڼې لکه **(β)** بېټا، **(γ)** گاما، **(δ)** ډېلټا، **(ε)** اېپسيلون له

ساړه شوي او واړه (میده) شوي فلز څخه بلوري کیږي. د لوړ فشار په حالت کې د ګالیم دوې نورې پولي مورفي بڼې (II) او (III) هم لیدل شوې چې د بلوري جالۍ جوړښتونه یې مکعبي او څلورڅنډیز (تیتراګونال) سېستمونه لري.

د اوبلن ګالیم کثافت، چې د ویلي کېدو تودوخه یې ۲۹٫۷۸ س. ګ درجې یا په بله وینا ($t_{пл.}$ = ۲۹٫۸ °C) ده، په یو س. م. م کې **۶٫۰۹۵** ګرامه دی. مانا دا چې د جامد کېدو پر مهال د ګالیم حجم زیاتیږي. د دې عنصر یو خاصیت دا دی چې په اوبلن حالت کې یې د تودوخې د درجې واټن لوی دی یانې له ۳۰ څخه تر ۲۲۳۰ س. ګ درجو پورې دی. سربېره پر دې د براس فشار یې د تودوخې په ۱۱۰۰-۱۲۰۰ س. ګ درجو کې ټیټ دی. د جامد ګالیم د تودوالي ځانګړې ظرفیت د تودوخې له ۰ څخه تر ۲۴ س. ګ درجو کې **۳۷۶٫۷** جوله\کیلوګرام دی. په اوبلن حالت کې یې د تودوخې له **۲۹** څخه تر ۱۰۰ س. ګ درجو کې د تودوالي ځانګړې ظرفیت **۴۱۰** جوله\کیلوګرامه دی.

ځانګړې برېښنایي مقاومت یې په جامد او اوبلن حالت کې سره مساوي دی، او د تودوخې په صفر درجه کې ۵۳٫۴۰۱۰-۶ **ом·см** اوم سانتي متره دی، د تودوخې په **۳۰** س. ګ درجو کې ۲۷٫۲۰۱۰-۶ **ом·см** اوم سانتي متره. د اوبلن ګالیم ټینګوالی (**viscosity**) د تودوخې په بېلابېلو درجو کې له **۱٫۶۱۲** پواز (**poise**) سره مساوي دی. د هایډروجن په اتموسفیر کې یې د تودوخې په **۳۰** س. ګ درجو کې اندازه شوی سطحي کشش **۰٫۷۳۵** نانومتره دی. د **۴۳۲۰** او د **۵۸۹۰** انګستروم اوږدوالي څپو لپاره د غبرګون او انتقال ضریب **۷۵٫۶** او **۷۱٫۳** سلنې دی.

کیمیاوي خواص یې

- د ګالیم کووالینسي نیم قطر **۱۲۶** پ. م دی.
- د ایون نیم قطر یې (e^{+}**۳**) **۶۲** (e^{+}**۱**) **۸۱** پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې **۱٫۸۱** پاولینګه دی.

- الکترودي ځواک يې صفر ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجه یې ۳ ده.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې **۵۷۸,۷** کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۲,۰۰) الکترون ولټه ده.

د دې فلز کیمیايي خواص د الومینیم هغو ته نږدې دي، خو د فلزي ګالیم **تعامل** له قاعدې سره سم د لږ کیمیايي **فعالیت** لامله ډېر ورو (سست) ترسره کیږي. اکسایډي قشر یې چې په خپلو اکه هوا کې د دې فلز له پاسه جوړیږي، ګالیم له اکسایډ کېدلو ساتي.

دا فلز له سړو اوبو سره ورو ورو **تعامل** کوي چې معادله یې په لاندې ډول ده:

$$2Ga + 6H_2O \rightarrow 2Ga(OH)_3 + 3H_2 \uparrow$$

له سره شوي بړاس (د تودوخې په **۳۵۰** س. ګ درجو کې) سره د **GaOOH** مرکب (د ګالیم اکسایډ هایډراټ یا ګالیک اسیډ) جوړوي:

$$2Ga + 4H_2O \xrightarrow{^\circ t} 2GaOOH + 3H_2$$

ګالیم له مینرالي (کاني) تېزابونو سره **تعامل** کوي چې هایډروجن ازادوي او مالګې جوړوي. په دې لاندې بېلګه کې یې له مالګې تېزابو **HCl** سره د **تعامل** په پایله کې ګالیم ترای کلورایډ $GaCl_3$ ، چې د ګالیم فلز او مالګې تېزابو یوه مالګه ده، جوړه کړې:

$$2Ga + 6HCl \rightarrow 2GaCl_3 + 3H_2 \uparrow$$

له ګالیم سره د الکلیو، پوتاسیم کاربونېټ او سوډیم کاربونېټ د **تعامل** په پایله کې جوړېدونکي توکي هایډروکسو ګالاټونه دي چې د ګالیم د $Ga(OH)_4^-$ او $Ga(OH)_6^{3-}$ ایونونه لري:

$$2Ga + 6H_2O + 2NaOH \rightarrow 2Na[Ga(OH)_4] + 3H_2O$$

دا فلز له هالوجينونو (هالوجيني عنصرونو) سره تعامل کوي. له کلورينو Cl_2 او بروميـنو Br_2 سره يې تعامل د کوټې د هوا د تودوخې په درجو کې سرته رسيږي، خو له فلورينو F_2 سره په منفي ۳۵- س.گ درجو کې تعامل کوي (د ۲۰ س.گ درجو په شاوخوا کې په اور اخيستو سره تعامل کوي)، له ايوډينو I_2 سره د تودوخې ورکولو پر مهال تعامل کوي.

گاليم له هايډروجن H_2، کاربون C، نايټروجن N_2، سيليکون Si او بورون B سره تعامل نه کوي.

دا فلز د تودوخې په لوړو درجو کې کولای شي چې بېلابېل توکي ټوټې ټوټې کړي او د ده اغېز تر بل هر ويلي شوي فلزه پياوړی دی. د ساري په توگه د گرافيټ مينرال، چې د کاربون يو الوتروپي ډول دی، او تنگستن د ويلي شوي گاليم په وړاندې د تودوخې تر ۸۰۰ س.گ درجو پورې مقاومت لري او پايښت لرونکي دي، الونډيم او د بيريليم اکسايډ BeO د تودوخې تر ۱۰۰۰ س.گ درجو پورې پايښت لرونکي دي، ټېنټاليم Ta، موليبډينيم Mo او نيوبيم Nb د تودوخې له ۴۰۰ تر ۴۵۰ س.گ درجو پورې پايښت لرونکي دي.

گاليم له ډېرى فلزونو سره هاليډونه جوړوي، خو بيسموټ Bi همدا رنگه د جستو گروپ، سکانډيم Sc، او ټيټانيم Ti ترې مستثنا دي. د گاليم له هاليډونو څخه د V_3Ga هاليډ د برېښنا لوړ تېروونکي حالت (۱۶,۸ K) ته د تېرېدو د تودوخې ډېره لوړه درجه لري.

د گاليم بنسټيز مرکبونه

- ډای هايډريډوگاليم (ډای گالان) Ga_2H_6 يو الوتونکی (هوا ته پورته کېدونکی) توکی دی. د ويلي کېدو تودوخه يې منفي ۲۱,۴- س.گ درجې ده، د ايشېدو تودوخه يې ۱۳۹ س.گ درجې ده.
- د گاليم (III) اکسايډ Ga_2O_3، دا سپين يا زېړ پوډر دی، د ويلي کېدو تودخه يې ۱۷۹۵ س.گ درجې ده. په دوو موديفيکېشني بڼو کې شتون لري. لومړۍ بڼه يې

الفا- گالیم اکسایډ α-Ga_2O_3 دی، بې رنگه تریگونال بلورونه دي چې کثافت یې په یو س. م. م کې **۶,۴۸** گرامه دی، په اوبو کې لږ حلیږي، په تېزابونو کې حلیږي. دویمه بڼه یې بېټا-گالیم اکسایډ β-Ga_2O_3 دی، دا بې رنگه مونوکلینیک بلورونه دي چې کثافت یې په یو س. م. م کې **۵,۸۸** گرامه دی، په اوبو، تېزابونو او الکلیو کې لږ حلیږي. فلزي گالیم ته په هوا کې د **۲۶۰** س. گ درجو په تودوخې ورکولو، یا د اکسیجن په اتموسفیر کې، یا هم د گالیم نایټراټ یا گالیم سولفاټ ته د تودوخې ورکولو پر مټ لاس ته راځي.

- گالیم **(III)** هایډروکسایډ $Ga(OH)_3$ د الکلي فلزونو د کاربوناټونو او هایډروکسایډونو پر مټ د درې ظرفیتي (والینسي) گالیم د مالگو د محلولونو جوړولو پر مهال کریم ته ورته توکي په توگه د خټېل په شان تل ته کښني، هایډروجني ځواک یاني پي ایچ (**pH**) یې **۹,۷** دی. دا مرکب په ټینگه امونیا NH_3، د ټینگ امونیم کاربوناټ $(NH_4)_2CO_3$ په محلول کې حلیږي او د ایشېدو پر مهال بنکته کښني او خټېل کیږي. گالیم هایډروکسایډ $Ga(OH)_3$ ته د تودوخې ورکولو پر مټ کېدای شي چې گالیم اکسایډ هایډروکسایډ **GaOOH** لاس ته راشي، تر دې وروسته گالیم اکسایډ او اوبه $Ga_2O_3 \cdot H_2O$ او په پای کې گالیم اکسایډ Ga_2O_3 باندې بدل کړای شي. کېدای شي چې د مالگو د هایډرولیز پر مټ درې ظرفیتي گالیم لاس ته راشي.
- گالیم **(III)** فلورایډ GaF_3 سپین پوډر دی چې د ویلي کېدو تودوخه یې **۹۵۰** س. گ درجې ده، د ایشېدو تودوخه یې ۱۰۰۰ س. گ درجې ده. کثافت یې په یو س. م. م کې **۴,۴۷** گرامه دی. په اوبو کې لږ حلیږي. دا بلوري هایډراټ $GaF_3 \cdot 3H_2O$ یې پېژندل شوی دی. د فلورینو F_2 په اتموسفیر کې گالیم اکسایډ ته د تودوخې ورکولو پر مټ لاس ته راځي.
- گالیم ترای کلورایډ $GaCl_3$، دا هایگروسکوپي (له هوا څخه د اوبو براسونو د جذبولو وړتیا لرونکي) بلورونه دي. د ویلي کېدو تودوخه یې ۷۸ س. گ، او د

اېشېدو تودوخه یې ۲۱۵ س. گ درجې ده. کثافت یې په یو س. م. م کې ۲,۴۷ گرامه دی. په اوبو کې ښه حلیږي. د اوبو په محلولونو کې هایډرولیز کیږي. په عضوي سینتېزونو کې د کتالیسټ په توگه کاریږي. بې اوبو گالیم ترای کلوراید $GaCl_3$ د الومینیم کلوراید $AlCl_3$ په څېر په لنده هوا کې لوگی کوي.

- گالیم (III) برومایډ $GaBr_3$. دا مرکب بې رنگه هایگروسکوپي بلورونه دي. د ویلي کېدو تودوخه یې ۱۲۲ س. گ، او د اېشېدو تودوخه یې ۲۷۹ س. گ درجې ده. کثافت یې په یو س. م. م کې ۳,۶۹ گرامه دی. په اوبو کې حلیږي. د اوبو په محلولونو کې هایډرولیز کیږي. په امونیا کې لږ حلیږي. په سیده ډول له عنصرونو څخه لاس ته راځي.
- گالیم ایوډاید GaI_3 دا هایگروسکوپي، نرۍ زېړ رنگ لرونکې ستنې دي. د ویلي کېدو تودوخه یې ۲۱۲ س. گ، د اېشېدو تودوخه یې ۳۴۶ س. گ درجې ده. کثافت یې په یو س. م. م. کې ۴,۱۵ گرامه دی. د تودو اوبو پر مټ هایډرولیز کیږي. په سیده ډول له عنصرونو څخه لاس ته راځي.
- گالیم سولفید Ga_2S_3، دا زېړ بلورونه یا سپین بې شکله (امورفي) پوډر دی. د ویلي کېدو تودوخه یې ۱۲۵۰ س. گ درجې ده، کثافت یې په یو س. م. م کې ۳,۶۵ گرامه دی. دا مرکب له اوبو سره تعامل کوي او ټول بشپړ هایډرولیز کیږي. د گالیم او سولفور د تعامل یا له هایډروجن سولفید H_2S سره د گالیم د تعامل په پایله کې لاس ته راځي.
- گالیم سولفاټ اکتاډي کاهایډراټ $Ga_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$، دا یو بې رنگه په اوبو کې ښه حلېدونکی توکی دی. له سولفوریک اسید H_2SO_4 سره د گالیم، گالیم اکساید او گالیم هایډروکساید د تعامل په پایله کې لاس ته راځي. د الکلي فلزونو له سولفاټونو او امونیم سره په اسانۍ خورې (زاج) جوړوي، لکه $KGa(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$.

- دا $Ga(NO_3)_3 \cdot 8H_2O$ مرکب بې رنگه، په اوبو او ایتانول C_2H_5OH کې حلېدونکي بلورونه دي. د تودوخې ورکولو پر مهال تجزیه کیږي او د گالیم (III) اکسایډ Ga_2O_3 جوړوي. گالیم هایډروکسایډ ته د نایټریک اسیډ HNO_3 په ورگډولو سره لاس ته راځي.

۳۲. جرمانیم

جرمانیم د کیمیایي عنصرونو د دوره يي جدول د څلورمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره يې ۳۲ او سېمبول يې Ge دی. د دې عنصر نوم په انگرېزي ژبه کې (Germanium) او په روسي ژبه کې (Герма́ний) دی. د جرمانیم د ثبت د سي اې اېس (CAS) شمېره (۴-۵۶-۷۴۴۰) ده. دا یو کلک فلز دی چې خړ، سپین رنگ او فلزي ځلا لري.

انځور: جرمانیم خړوزمه سپین، د فلزي ځلا لرونکی او نیم برېښنا تېروونکی عنصر دی

د کشف تاریخچه او د نامه ریښه یې

پر ۱۸۸۵ ز کال الماني کیمیاپوه «کلیمینس الېکساندر وینکلر» (۱۸۳۸-۱۹۰۴) د جرمني د «فرایبرگ» په یو کان کې یو نوی مینرال ارگیروډیټ Ag_8GeS_6 وموند. «وینکلر» د دغه مینرال د کیمیایي شننې پر مهال په هغه کې نوی کیمیایي عنصر کشف کړ. پوهاند وکړای شول چې پر ۱۸۸۶ ز کال دا عنصر بېل کړي. ده همدا راز له انټیموني Sb عنصر سره د دې نوي کشف شوي عنصر ورته والی مالوم کړ. نوموړي د نوي کشف کړي عنصر په اړه په یوه دوه مخیزه لیکنه کې د ۱۸۸۶ ز کال د فبرورۍ پر ۶ یو خبر خپور کړ. په دې خبر کې یې د عنصر لپاره د (Germanium) نوم او د Ge سېمبول وړاندیز کړل. کیمیاپوه «وینکلر» پر ۱۸۸۶-۱۸۸۷ ز کلونو په دوو نورو لویو لیکنو کې د عنصر د خواصو په اړه مفصل بیان وکړ. په دې ډول د نوي عنصر جرمانیم کشفوونکی «وینکلر» او د کشف کال یې ۱۸۸۶ ز کال ومنل شو.

کیمیاپوه په لومړي سر کې غوښتل چې نوی عنصر د «نیپتونیم» په نامه ونوموي، خو دا نوم کوم بل اټکلي عنصر ته ورکړ شوی وو، ځکه خو نوي کشف شوي عنصر ته د هغه د کشفوونکي د هېواد جرمني په ویاړ «جرمانیم» نوم ورکړ شو.

وینکلر د جرمانیم تیتراکلوراید $GeCl_4$ د شننې له لارې د جرمانیم اتومي وزن مالوم کړ، همدا راز یې د دغه فلز څو نوي مرکبونه هم کشف کړل.

جرمانیم د ۱۹۳۰ ز کلونو تر پایه په صنعت کې نه کارېده. د دویمې نړیوالې جگړې پر مهال دا عنصر په ځینو الکتروني جوړښتونو کې کارېده په تېره بیا په ډیوډونو (diode) کې.

په طبیعت کې د جرمانیم شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د جرمانیم ټولیزه کچه د کتلې له پلوه $1,5 \cdot 10^{-4}$ سلنه ده. مانا دا چې تر انټیموني Sb، سپینو زرو Ag او بیسموټ Bi څخه زیات دی. د جرمانیم

عنصر له دې لامله چې د ځمکې په پاسني کلک قشر کې يې کچه لږ ده او له ځينو ډېرو خپرو شويو عنصرونو سره جيوکيميايي ورته والی يا له هغوی سره د يو ځای کېدو وړتيا لرل دا حالت رامنځته کوي چې د خپلو مينرالونو د جوړولو وړتيا يې کموي او د نورو مينرالونو بلوري جالۍ ته ورننوزي. ځکه خو د جرمانيم خپل مينرالونه ډېر لږ موندل کيږي . دا مينرالونه نږدې ټول سولفوسالټ (Sulfosalt minerals) دي، لکه جرمانيټ $Cu_2(Cu, Fe, Ge, Zn)_2 (S, As)_4$، چې له ۲ تر ۱۰ سلنې جرمانيم لري، ارګيروډيټ Ag_8GeS_6، چې له ۳,۲ څخه تر ۷ سلنې جرمانيم لري، کونفيلډيټ $Ag_8(Sn, Ge) S_6$ ، چې تر ۲ سلنې جرمانيم لري، او داسې نور. دا مينرالونه يې کمپېښه (کميابه) دي لکه اولترابازيټ، رانېريټ او فرانکېيټ. د جرمانيم بنسټيزه او لويه کتله د ځمکې د پاسني قشر په غرنيو ډبرو او مينرالونو کې شتون لري. د ساري په توګه د ځينو سفاليريټ ZnS مينرال په يو ټن کې د جرمانيم کچه څو کيلوګرامو ته رسيږي، د اينارجيټ Cu_3AsS_4 مينرال په يو ټن کې تر **۵** کيلوګرامو، د پيرارګيريټ Ag_3SbS_3 مينرال په يو ټن کې تر ۱۰ کيلوګرامو، د سولوانيټ Cu_3VS_4 او فرانکيېټ Zn,Ag,Ge,In مينرالونو په يو ټن کې تر يوه کيلوګرامه رسيږي. په نورو سولفيډونو او سيليکاټونو کې يې کچه په يو ټن کې لسګونو او سلګونو ګرامو ته رسيږي. دا عصر د ډېرو فلزونو په کانونو، پيدا کېدو ځايونو، د رنګه فلزونو په سولفيډي کاني ډبرو، د وسپنې په کاني ډبرو، په ځينو اکسايډي مينرالونو (لکه کروميټ، مګنيټيټ، روټيل او نورو)، ګرانيټو، ډيابازونو (Diabase)، او بازالټو کې شتون لري. سربېره پر دې جرمانيم نږدې په ټولو سيليکاټونو کې شتون لري، د ډبرو سکرو او نفتو په ځينو کانونو کې شتون لري. د سمندر او سمندرګيو اوبو په يو ليتر کې يې کچه 10^{-6} ميلي ګرامه ده.

لاس ته راوړل يې

جرمانيم د ګډوله توکي په توګه له پولي ميټاليک (بېلابېلو فلزونو لرونکيو) لکه نيکلي، د تنګستن په کاني ډبرو او همدا راز په سيليکاټونو کې موندل کيږي. د کاني ډبرو د غني

کولو د درانه کار او سختو عملیو د سرته رسولو په پایله کې جرمانیم د جرمانیم اکسایډ GeO_2 په بڼه بېلېږي چې تر دې وروسته بیا د هایډروجن پر مټ د تودوخې په ۶۰۰ س. گ درجو کې پاکیږي او د ساده توکي په توگه لاس ته راځي چې معادله یې دا ده:

$$GeO_2 + 2H_2 \rightarrow Ge + 2H_2O$$

د نږه جرمانیم لاس ته راوړل د (**Zone melting**) مېتود د ویلي کولو پر مټ لاس ته راځي او دا مېتود دی یو له ډېرو کیمیایي نږه توکیو څخه گرزوي.

ایزوټوپونه

په طبیعت کې د جرمانیم **۵** ایزوټوپونه موندل کیږي چې هغه یو د **^{۷۰}Ge** ایزوټوپ دی چې په طبیعت کې د کتلې له پلوه **۲۰,۵۵** سلنه دی. دویم یې د **^{۷۲}Ge** ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې **۲۷,۳۷** سلنه دی. دریېیم یې د **^{۷۳}Ge** ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې **۷,۲۷** سلنه دی. څلورم یې د **^{۷۴}Ge** ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې **۳۶,۷۴** سلنه، او پېنځم یې هم د **^{۷۶}Ge** ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې **۷,۲۷** سلنه دی. لومړي څلور ایزوټوپونه یې پایښت لرونکي دي، خو پېنځم یانې د جرمانیم-۷۶ ایزوټوپ یې کمزوری رادیواکتیفي دی، د بېټا دوه گونې تجزیه لري چې نیمايي عمر یې $۱,۵۸\cdot۱۰^{۲۱}$ کاله دی.

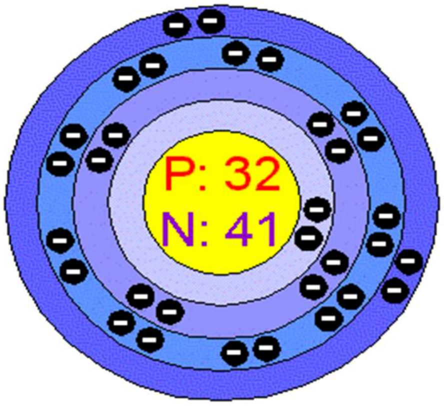
د جرمانیم نور **۲۷** رادیوایزوټوپونه سینتېز شوي او د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو جرمانیم-۶۸ ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې **۲۷۰,۹۵** ورځې دی. تر ټولو د ډېر لنډ عمر لرونکی یې د جرمانیم-۶۰ ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې **۳۰** میکرو ثانیې دی. د دې عنصر د ټولو پېژندل شویو ایزوټوپونو د کتلو شمېرې له **۵۸** څخه پیل او پر **۸۹** پای ته رسیږي.

د جرمانيم اتوم

د جرمانيم د اتوم هسته له ۳۲ پروتونونو او ۴۱ نيوترونونو جوړه ده . د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۳۲ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۴ ده . د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په درېيمه کې يې ۱۸، او په څلورمه انرژيکي سويه کې يې ۴ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۷۳ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د جرمانيم اتومي کتله ۷۲,۶۳۰ اتومي واحد ده .
- د اتوم د الکتروني وېش فورمول يې دا $[Ar]\ ۳d^{۱۰}\ ۴s^{۲}\ ۴p^{۲}$ دی.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۲۲,۵ پ. م دی.



انځور: د جرمانيم د اتوم جوړښت

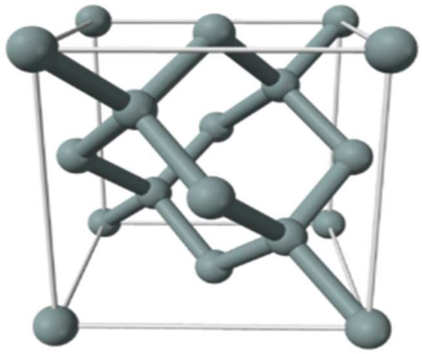
فیزیکي خواص یې

- د جرمانیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۵,۳۲۳** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۹۳۸,۲۵** ده. (د ک په شمېر **۱۲۱۱,۴۰**ده).
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۲۸۳۳** ده. (د ک په شمېر **۳۱۰۶** ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۳۶,۸** کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې **۳۲۸** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۳,۳۲** جوله\(کیلوین.موله) دی.
- مولي حجم یې **۱۳,۶** س. م. م \موله دی.

جرمانیم سپینو زرو ته ورته رنگ لرونکی سپین نیم فلز دی. بلوري جالۍ یې پاییښت لرونکی مودیفېکشن او مکعبي سېستم لري. دا عنصر د برېښنا نیم تېروونکی دی. که چیرې له ده سره گالیم گډ او یو ځای ورسره ویلي شي نو د برېښنا تېرولو لویه وړتیا پیدا کوي.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د جرمانیم د بلوري جالۍ جوړښت الماسي سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې **۵,۶۶۰** انگسترومه دي.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې **۳۶۰** کیلوینه ده.



انځور: د جرمانیم بلوري جوړښت

کیمیایي خواص یې

- د جرمانیم کووالینسي نیم قطر ۱۲۲ پ. م دی.
- د ایون نیم قطر یې (۴e+) ۵۳ (۲e+) ۷۳ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۲,۰۱ پاولینګه دی.
- الکتردوي ځواک یې صفر ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۴ ، ۲ دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۷۶۰ کیلوجوله\موله ده . یا په بل شمېر (۷,۸۸) الکترون ولټه ده.

جرمانیم په کیمیایي مرکبونو کې مامولن د ۴ یا ۲ ظرفیت (والینس) ښیي . د ۴ ظرفیت لرونکي مرکبونه یې پاېښت لرونکي دي. په عادي شرایطو کې د هوا او اوبو، الکلیو او تېزابونو په وړاندې پایدار دي، په سلطاني تېزابو HCl ۳ + HNO_3 ، د هایډروجن پراکسایډ H_2O_2 په الکلي محلول کې حلېږي.

د جرمانيم غير عضوي مرکبونه

هایډریډونه : لکه جرمیلن GeH_2 ، جرمان GeH_4 ، ډای جرمان Ge_2H_6 ، ترای جرمان Ge_3H_8.

اکسایډونه يې: لکه جرمانيم مونوکسایډ GeO ، جرمانيم ډای اکسایډ GeO_2.

هایډروکسایډونه يې: لکه جرمانيم **(II)** هایډروکسایډ $Ge(OH)_2$.

مالگې ، هالیډونه يې: جرمانيم **(IV)** برومایډ $GeBr_4$ ، جرمانيم **(II)** ایوډایډ GeI_2 ، جرمانيم **(IV)** ایوډایډ GeI_4 ، جرمانيم تیترافلورایډ GeF_4، جرمانيم تیتراکلورایډ $GeCl_4$، جرمانيم **(IV)** نایټرایډ Ge_3N_4، جرمانيم مونوسولفیډ GeS، جرمانيم ډای سولفیډ GeS_2او جرمانيم **(IV)** سولفاټ $Ge(SO_4)_2$.

د جرمانيم عضوي مرکبونه

د جرمانيم فلزي عضوي مرکبونه هغه مرکبونه دي چې د «جرمانيم-کاربون» اړيکی ولري. کله کله ټول هغه عضوي مرکبونه چې په خپل ترکيب کې جرمانيم ولري د جرمانيم عضوي مرکبونو په نامه يادوي.

د جرمانيم لومړنی عضوي مرکب تیترا ایتیل جرمانيم **$(Ge(C_2H_5)_4)$** الماني کیمیاپوه «کلیمینس وینکلر» پر ۱۸۸۲ ز کال جوړ کړی وو.

نور يې تیترامیتیل جرمانيم **$(Ge(CH_3)_4)$**، ایزوبوتیل جرمان **$(CH_3)_2CHCH_2GeH_3$** دي.

۳۳. ارسینیک

ارسینیک د کیمیایي عنصرونو د دوره يي جدول د څلورمې دورې یو عنصر دی چې سېمبول يې As او اتومي شمېره يې ۳۳ ده . د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (Arsenicum)، په انگلیسي کې (Arsenic) او په روسي ژبه کې (Мышья́к) دی. ارسینیک یو ساده توکی، ماتېدونکی، فلزوزمه (شبه فلز) دی چې پولادي رنگ او زرغون وزمه پړک لري. د ارسینیک د ثبت د سي اې اېس (CAS) شمېره (۲-۳۸-۷۴۴۰) ده .

انځور: ارسینیک یو فلزوزمه (شبه فلز) او زرغون وزمه پړک لرونکی عنصر دی

تاریخچه او د نامه ریښه يې

د ارسینیک ویي په روسي ژبه کې د (Мышья́к) په نامه یادوي چې له «мышь » یانې «موږک» کلمې څخه اخیستل شوې او د موږک لپاره زهر (د موږک وژنه) مانا لري. دا له دې لامله ورته دا نوم غوره شوی چې په اصل کې پخپله دا عنصر نه، بلکې د ده مرکب د موږکانو او مږو د له منځه وړلو لپاره کاریږي. د دې عنصر یوناني نوم (ἀρσενικόν) د

پارسي ژبې له زرنيخ (**zarnik**) په بله وينا د «زېړ اورپيمينټ» مينرال مانا لري. د خلکو په منځ کې يې د نامه رېښه د لرغونې يوناني ژبې له (**ἀρσενικός**) يانې «نارينه» سره تړي.

د عنصر لاتيني نوم (**arsenicum**) په سيده ډول د يوناني ژبې له (**ἀρσενικόν**) اخيستل شوی دی. پر ۱۷۸۹ ز کال پرانسي کيمياپوه «انتوان لاورينټ دې لاوېزيږ» دا عنصر د (**arsenic**) په نامه د کيميايي عنصرونو په نوملړ کې شامل کړ.

داسې اټکل کېده چې د «**мышьяк**» يا «د موږک وژنه» د اورگانو ليپټيک (د انسان د حسي غړيو لکه سترگو (باصرې)، پوزې (شامې) غوږونو (سامعې)، لاسونو (لامسې) او خولې (ذايقې) د حواصو له پلوه د ښارونو هېواد (سويلي اورال) کې د ارسينيک د کاني ډبرو ارسينوپيريټ او نورو څخه، چې خپ خړ رنگ او غوړه ځلا لري چې سړي ته د موږک پوست ورپه يادوي، پر سکرو باندې د تودوخې ورکولو يا سور کولو پر مهال داسې بوی کوي چې سړي ته د موږک د فاضله موادو بوی ور په يادوي، سرچينه اخيستې ده. د دې په څنگ کې د ارسينيک نور ټول هغه بهرني نومونه چې له موږک سره تړاو لري، داسې گڼل کيږي چې له آره د مخزېډ په دويمه-درېيمه پېړۍ کې د لرغونې اريايي واکمنۍ له پېر څخه سرچينه اخلي.

په طبيعت کې د ارسينيک شتون

ارسينيک يو تيت شوی عنصر دی. د ځمکې په پاسني کلک قشر کې يې کچه د کتلې له پلوه $۱,۷\cdot۱۰^{-۴}$% سلنه ده. د سمندري او سمندرگيو اوبو په يو ليتر کې يې کچه ۰,۰۰۳ ميلي گرامه ده. دا توکی کېدای شي چې په نږه ډول وموندل شي. تر اوسه نږدې ۲۰۰ ارسينيک لرونکي مينرالونه پېژندل شوي. په لږې کچې سره د سرپو، مسو او سپينو زرو په ډېری کاني ډبرو کې شتون لري. د ارسينيک دوه طبيعي مرکبونه، چې سولفور لري، ډېر موندل کيږي. لومړی يې نارنجي-سور رنگ لرونکی او روڼ رېلگار AsS دی؛ دويم يې زېړ اورپيمينټ As_2S_3 دی. دا مينرالونه يې لکه ارسينوپيريټ $FeAsS$ يا $FeS_2 \cdot FeAs_2$،

لولینګیټ ($FeAs_2$)، سکورودیټ $FeAsO_4$ صنعتي ارزښت لري. د دې عنصر ډېره برخه د ارسینیک لرونکیو، سرو زرو، سرپو، جستو، مسو او نورو عنصرونو لرونکیو کاني ډبرو د چاڼلو، او نرېه کولو سره هممهال لاس ته راځي.

کانونه یې

د ارسینیک تر ټولو ډېر مهم صنعتي مینرال ارسینوپیریټ FeAsS دی. د مسو-ارسینیکو د موندل کېدو لوی ځایونه په ګورجیستان، منځنۍ اسیا، قزاقستان، د امریکا متحدو ایالتونو، سویډن، ناروې او جاپان کې دي. د ارسینیکو-کوبالټو د پیدا کېدو ځایونه په کاناډا، د ارسینیکو- قلعي د پیدا کېدو ځایونه په بولیویا او انګلستان کې شتون لري. سربېره پر دې د سرو زرو- ارسینیکو د موندل کېدو ځایونه په امریکا متحدو ایالتونو او پرانسه کې شتون لري. د روسیې په خاوره کې د ارسینیکو د موندل کېدو ځایونه د دغه هېواد په «یاکوتیا» جمهوریت، اورال، سایبیریا، زابایکال او چوکوتکا سیمو کې دي.

ایزوټوپونه یې

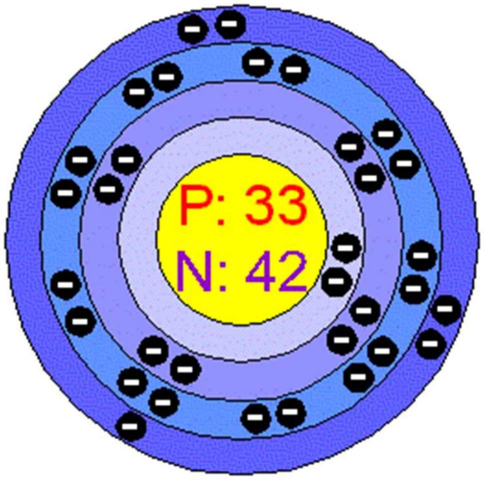
تر اوسه د ارسینیک ۳۳ ایزوټوپونه او ۱۰ هسته یي ایزومیرونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې یې له ۶۰ پیل او پر ۹۲ پای ته رسیږي. له دې شمېر څخه یې یوازې د ارسینیک-۷۵ (^{75}As) ایزوټوپ پایښت لرونکی او طبیعي ارسینیک یوازې له همدغه ایزوټوپه جوړ دی . پر دې بنسټ کېدای شي وویل شي چې ارسینیک مونوایزوټوپي کیمیايي عنصر دی. د نورو ۳۲ رادیواکتیفي ایزوټوپونو له شمېر څخه یې د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{73}As ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۸۰ ورځې دی. بل یې د ^{74}As ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۱۷,۷۷ ورځې دی. بل یې هم د ^{76}As ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۱,۹۴۲ ورځې دی.

د ارسینیک اتوم

د ارسینیک د اتوم هسته له ۳۳ پروتونونو او ۴۲ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۳۳ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۴ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په درېیمه کې یې ۱۸، او په څلورمه 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) ۷۵ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د ارسینیک اتومي کتله ۷۴,۹۲۱۶۰ اتومي واحده ده.
- الکتروني منفیت یې په دې [Ar] $٣d^{١٠} ٤s^{٢} ٤p^{٣}$ فورمول سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیم قطر یې ۱۳۹ پ. م دی.



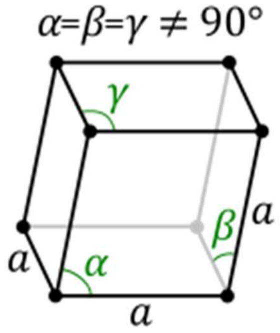
انځور: د ارسینیک د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

- د ارسينيک کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې **۵,۷۳** گرامه دی.
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې **۸۸۲** کيلوينه ده.
- درې گونی ټکی يې د س. گ په شمېر **۸۱۷** درجې دی. (د ک په شمېر ۱۰۹۰ دی).
- د ويلي کېدو تودوالی يې **۲۴,۴۴** کيلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی يې **۳۲,۴** کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې **۲۵,۰۵** جوله\(کيلوين. موله) دی.
- مولي حجم يې ۱۳,۱ س. م. م\موله دی.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د ارسينيک د بلوري جالۍ جوړښت تريگونال سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې a=۰,۴۱۲۳ нм, α=۵۴,۱۷° نانومتره دي.
- د ډيبای د تودوخې درجه يې **۲۸۵** کيلوينه ده.



انځور: د ارسينيک د بلوري جالۍ جوړښت تريگونال سېستم لري

کیمیايي خواص يې

- د ارسينيک کووالينسي نيم قطر ۱۲۰ پ. م دی.
- د ايون نيم قطر يې (+5e) ۴۶ (-3e) ۲۲۲ پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې ۲٫۱۸ پاولينگه دی.
- الکترودي ځواک يې صفر ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجې يې ۵، ۳، ۳- دي.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې ۹۴۶٫۲ کيلوجوله ده \ موله ده. يا په بل شمېر (۹٫۸۱) الکترون ولټه ده.

لاس ته راوړل يې

د ارسينيک د لاس ته راوړلو د مېتود کشف د منځنيو پېړيو له الماني کيمياګر، فيلسوف او پوهاند لوی «البرټوس ماګنوس» (۱۲۰۰-۱۲۸۰) سره تړاو لري چې په ۱۳ ز پېړۍ کې يې ژوند کاوه. خو تر ده وړاندې هم يوناني او عربي کيمياګرو کولای شوای چې ارسينيک په ازاد ډول، ياني ارسينيک ترای اکسايډ As_2O_3 ته له بېلابېلو عضوي توکيو سره د تودوخې ورکولو له لارې تر لاسه کړي.

د دې عنصر د لاس ته راوړلو ګڼ شمېر لارې چارې شتون لري . لکه د تصعيد (سوبليمېشن) عمليه، د ارسينيک مينرالونو تودوخيزه (ترميکي) تجزيه، د ارسينيک د انهيډريډونو نره کول او داسې نورې.

په اوسني وخت کې د ارسينيکو د لاس ته راوړلو لپاره ډېری مهال د ارسينو پيريټ FeAsS مينرال ته د (muffle furnace) په نامه ځانګړيو بټيو کې په دې ډول تودوخه ورکول کيږي چې د هوا د ورننوتو لارې يې بندې وي. د تودوخې ورکولو پر مهال ارسينيک د براس په بڼه ازاديږي، براس يې بيا ميعان کيږي (په مايع بدليږي) او په وسپنيزو نلونو کې

چې له بټۍ څخه وتلي وي په جامد ارسينيک باندې بدليږي . دغه وسپنيز نلونه له بټۍ څخه وتلي او له ځانګړيو سيراميکو (غيرفلزي) لوښيو سره وصل شوي وي . هغه پاتې شوني چې په بټيو کې پاتې کيږي هغوی ته بيا د هوا په ور پرې ښودو سره تودوخه ورکول کيږي او دا ارسينيک بيا په ارسينيک ترای اکسايډ As_2O_3 باندې بدليږي . نږه فلزي ارسينيک په ډېره لږه کچه لاس ته راځي او د ارسينيک لرونکې ډبرې لويه برخه په سپين ارسينيک، يا په بله وينا ارسينيک ترای اکسايډ باندې بدليږي چې د ارسينيک لرونکي انهيډريډ As_2O_3 په نامه هم ياديږي.

د ارسينيک د لاس ته راوړلو تر ټولو لويه او بنسټيزه لار پر اور باندې د ارسينيکو سولفيدي ډبرو پخول (سوځول) دي چې په پايله کې يې د سکرو اکسايډ لاس ته راځي:

$$2As_2S_3 + 9O_2 \xrightarrow{t^\circ C} 6SO_2\uparrow + 2As_2O_3$$

$$2As_2O_3 + 3C \xrightarrow{t^\circ C} 2As + 3CO\uparrow$$

کارول يې

ارسينيک له سرپو سره ګډ ويلي کيږي او د ښکاري ټوپکونو د کارتوسو د چرو (ساچمو) په جوړولو کې ترې کار اخيستل کيږي.

د ځانګړې کتلې لرونکی ارسينيک (۹۹,۹۹۹۹سلنه) د يو لړ مهمو ګټورو برېښنا نيم تېروونکيو توکيو ارسينيډونو (د ساري په توګه د ګاليم ارسينيډ GaAs) او نورو برېښنا نيم تېروونکيو توکيو د سينتېز لپاره کاريږي.

د ارسينيک سولفيډي مرکبونه لکه اورپيمينټ As_2S_3 او رېلګار AsS په انځورګرۍ کې د رنګونو په توګه کاريږي او د څرمنې په صنعت کې له پوستکي څخه د وړيو او وېښتانو د لرې کولو د وسيلې په توګه کاريږي.

د ارسینیک د ربلګار **AsS** مرکب په پیروتخنیک (**Pyrotechnics**) کې د اورلوبو ځراغونو د «یوناني» او «هندي» اور د لاس ته راوړلو لپاره کاریږي چې د لګولو پر مهال د ربلګار، سولفور او سالتپیټر مخلوطونه سپینه روښانه لمبه کوي. ځینې مرکبونه یې جګړه ییز مسمومونکي توکي دي لکه لیویزیټ $C_2H_2AsCl_3$.

۳۴. سیلینیم

سیلینیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د څلورمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۳۴ او سېمبول یې **Se** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Selenium**)، په انګرېزي کې (**Selenium**) او په روسي ژبه کې (**Селе́н**) دی. دا یو ماتېدونکی، نوی مات شوی یا غوخ شوی ځای یې ځلاند، د تور رنګ لرونکی نافلز دی چې د ثبت د سي اي اېس (**AS**) شمېره یې (۲- ۴۹-۷۷۸۲) ده.

انځور: سیلینیم توره، خړه او سره الوتروپي بڼې لري

تاریخچه او د نامه ریښه یې

سیلینیم پر ۱۸۱۷ ز کال سویډني کیمیاپوه «یونس یاکوب برسیلیوس» کشف کړی دی. د سیلینیم د کشف په اړه پخپله د دغه کیمیاپوه بیان ساتل شوی او هغه داسې دی:

«ما له یوهان ګوتلیب» سره په ګډه د داسې مېتود څېړنه وکړه چې په «ګریپس هولم» کلا کې د سولفوریک اسیډ H_2SO_4 د تولید لپاره کارېږي. موږ په سولفوریک اسیډ کې داسې خټېل وموند چې یوې برخې یې سور رنګ او بلې یې روښان-قهوه یي رنګ درلود. دا خټېل د ځانګړي لابراتواري پیپ په مرسته وازمویل شو، د ملۍ بوی یې کاوه او د سرپو وره خښته یې جوړوله. د «کلاپروت» له لیده دا بوی د ټیلوریم **Te** د شتون مانا ورکوي. «هان» ولیدل چې د سویډن د «فاول» ښار په کان کې، هلته چې د تېزابو د تولید لپاره اړین سولفور راټولېږي، هم همدا ډول بوی احساسېږي چې سرې ته د ټیلوریم شتون ورښیي. زما ډېره تلوسه دې څیز راپیدا کړه چې په دغه قهوه یي خټېل کې به کېدای شي نوی کمپېښه فلز وموندل شي. هغه وو چې ما هم د دغه خټېل پر څېړنه پیل وکړ. ما نیت وکړ چې ټیلوریم ترې بېل کړم، خو په خټېل کې مې ټیلوریم کشف نه کړ. تر دې وروسته مې ټول هغه څه سره راټول کړل چې د څو میاشتو په بهیر کې د (**фалунская сера**) د سوځولو له لارې د سولفوریک اسیډ د لاس ته راوړلو پر مهال جوړ شوي ول او ډېره کچه لاس ته راغلی خټېل مې تر ژورې هر اړخیزې څېړنې لاندې ونیو. ماته مالومه شوه چې کتله (یانې خټېل) په خپل ترکیب کې داسې کوم فلز لري چې تر اوسه نه دی پېژندل شوی، خو د خواصو له پلوه ټیلوریم ته ډېر نږدې دی. د دې ورته والي په پام کې لرلو سره مې نوی توکی د (**Selenium**) په نامه ونوماوه چې د یوناني ژبې د (**σελήνη**) یانې «سپوږمۍ» په مانا دی، ځکه چې ټیلوریم زموږ د ځمکې د غونډاري (**Tellus**) په ویاړ نومول شوی دی.»

د سیلینیم نوم د یوناني ژبې له (σελήνη) یانې «سپوږمۍ» څخه اخیستل شوی دی. دا عنصر له دې لامله په دې نامه نومول شوی چې دی په طبیعت کې له کیمیایي پلوه ده ته ورته بل عنصر ټیلوریم Te سره ملګری دی. ټیلوریم د ځمکې د غونډاري (کرې) په ویاړ نومول شوی دی.

په طبیعت کې د سیلینیم شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د سیلینیم کچه په یو ټن کې **۵۰۰** میلي ګرامه ده. د ځمکې په پاسني قشر کې د سیلینیم د جیوکیمیا بنسټیزې ځانګړنې د سولفور **S** ایوني نیم قطر ته د ده د ایوني قطر د نږدېوالي له مخې نومېرل کیږي. سیلینیم **۳۷** مینرالونه جوړوي چې د هغوی په شمېر کې دا لاندې مینرالونه باید ګڼون ولري لکه اشاوالیټ **FeSe**، کلاوستالیټ **PbSe**، ټیمانیټ **HgSe**، ګواناجواټیټ **$Bi_2(Se, S)_3$**، هاسټیټ **$CoSe_2$**، پلاټینیټ **$PbBi_2(S, Se)_3$** چې له بېلابېلو سولفیډونو سره یو ځای کیږي او کله کله له کاسیټیریټ **SnO_2** سره هم. نږه سیلینیم ډېر لږ موندل کیږي. سولفیډي کانونه یې لوی صنعتي ارزښت لري. په سولفیډونو کې د سیلینیم کچه په یو ټن کې له ۷ څخه تر ۱۱۰ ګرامو ده. د سمندري اوبو په یو لیټر کې یې کچه $4 \cdot 10^{-4}$ میلي ګرامه ده.

لاس ته راوړل یې

د سیلینیم ډېره کچه د مسي- الکترولیتي تولیداتو له پوسو (تفالو) څخه لاس ته راځي. د پوسو په دغو توکیو کې سیلینیم د سپینو زرو سیلینیډ **Ag_2Se** په بڼه شتون لري. د ده د لاس ته راوړلو لپاره څو لارې کاریږي: یوه یې اکسایډي سوځونه او د سیلینیم ډای اکسایډ **SeO_2** تصعیدېدل (سوبلیمېشن) دي؛ بله لار یې پوسو ته له ټینګ سولفوریک اسیډ **H_2SO_4** سره تودوخه ورکول، تر سیلینیم ډای اکسایډه **SeO_2** پورې د مرکبونو اکسایډول او بیا تصعیدول دي؛ بله لار یې له سوډا سره سرسري ویلي کول او یو ځای کول

دي. د سیلینیم د مرکبونو لاس ته راغلي مخلوط ته تر Se(IV) پورې بدلون ورکول کیږي او بیا د سولفور ډای اکسایډ SO_2 په مرسته تر نره سیلینیمه رسول کیږي.

ایزوټوپونه یې

په طبیعت کې د سیلینیم ۶ ایزوټوپونه شتون لري او هغه دا دي: ^{۷۴}Se، ^{۷۶}Se ، ^{۷۷}Se ، ^{۷۸}Se ، ^{۸۰}Se او ^{۸۲}Se ایزوټوپ. لکه څومره چې مالومه شوې له دې شمېر څخه یې ۵ پاینبت لرونکي دي او یو د سیلینیم- ۸۲ ایزوټوپ یې دوه ګونې بېټا-منفي-تجزیه لري چې نیمایي عمر یې $۹,۷\cdot۱۰^{۱۹}$ کاله دی. سربېره پر دې د سیلینیم نور ۲۴ رادیواکتیفي ایزوټوپونه مصنوعي جوړ شوي، چې د دوی له شمېر څخه یې د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{۷۹}Se ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۳۲۷۰۰۰ کاله دی. بل یې د ^{۷۵}Se ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۲۰ ورځې دی. بل یې د ^{۷۲}Se ایزوټوپ نیمایي عمر یې ۸,۴۰ ورځې دی. بل یې د ^{۷۳}Se ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۷,۱۵ ساعته دی. سیلینیم ۹ هسته یي ایزومیرونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{۸۱m}Se ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۵۷,۲۸ دقیقې دی. بل یې د ^{۷۳m}Se ایزومیر دی چې نیمایي عمر یې ۸ , ۳۹ دقیقې دی. د دې عنصر د ایزوټوپونو د کتلو شمېرې له ۶۵ څخه پیل او پر ۹۴ پای ته رسیږي.

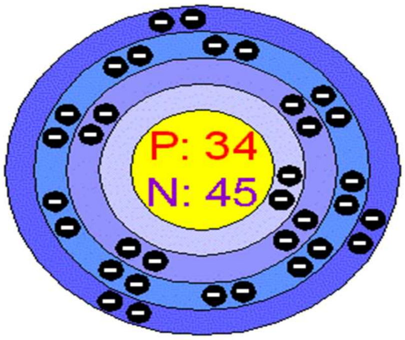
د سیلینیم اتوم

د سیلینیم د اتوم هسته له ۳۴ پروتونونو او ۴۵ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۳۴ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۴ ده. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په دریمه کې یې ۱۸، او په څلورمه انرژیکي سویه کې یې ۶ الکترونونه سره وېشل

شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نيوترونونو ټوليز شمېر (د کتلې شمېره) ۷۹ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د سيلينيم اتومي کتله ۷۸,۹۲ اتومي واحده ده.
- الکتروني منفيت يې په دې $[Ar]\ ۳d^{۱۰}\ ۴s^{۲}\ ۴p^{۴}$ فورمول سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيم قطر يې ۱۴۰ پ. م دی.



انځور: د سيلينيم د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

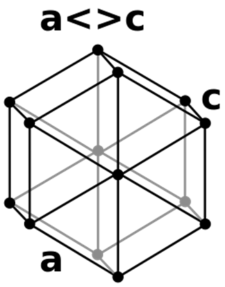
- د سيلينيم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م. کې **۴,۷۹** گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۲۲۱** ده. (د ک په شمېر **۴۹۴** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۲۸۵** ده. (د ک په شمېر **۹۵۸** ده).
- د ويلي کېدو تودوالی يې **۵,۲۳** کيلوجوله\موله دی.
- د براس تودوالی يې **۵۹,۷** کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې **۲۵,۴** جوله\(کيلوين. موله) دی.

- مولي حجم يې **۱۲,۵** س. م. م\موله دی.

جامد سیلینیم څو الوتروپي بڼې لري. تر ټولو ډېر پایښت لرونکی يې خړ سیلینیم دی. سور سیلینیم د امورفي ډول لړ پایښت لرونکی دی. خړ سیلینیم ته د تودوخې ورکولو پر مهال خړ ویلي شوی سیلینیم لاس ته راځي، خو که چیرې نوره تودوخه هم ورکړل شي نو براسبړي او خړ براسونه جوړوي. د براسونو د ژر سړونې (سړولو) پر مهال سیلینیم میعان کیږي او د سره رنګ الوتروپي ډول باندې اوړي.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د سیلینم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډیز (هیګزاګونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې c=٤,٩٥٩ ; a=٤,٣٦٤ انګسترومه دی.
- د ډیبای د تودوخې درجه يې ۹۰ کیلوینه ده.



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

کیمیايي خواص يې

- د سیلینیم کووالینسي نیم قطر ۱۱۲ پ. م دی.
- د ایون نیم قطر يې (+۲e) ۴۲ (-۲e) ۱۹۱ پ. م دی.
- الکتروني منفیت يې **۲,۵۵** پاولینګه دی.

- الکترودي څواک يې صفر ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجې يې ۲ ، ۴ ، ۲-دي.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې ۹۴۰,۴ کيلوجوله\موله ده . په بل شمېر (۹,۷۵) الکترون ولټه ده.

سيلينيم سولفور ته ورته دی او د هايډروجن سيلينيډ H_2Se د اکسايډ جوړولو درجه يې ۲- ، د سيلينيم ډای اکسايډ SeO_2 د اکسايډ جوړولو درجه ۴+، او د سيلينيک اسيډ H_2SeO_4 د اکسايډ جوړولو درجه ۶+ ده . خو له سولفور سره په توپير کې د سيلينيم هغه مرکبونه چې د اکسايډ جوړولو درجه يې ۶+ ده پياوړي اکسايډ جوړوونکي دي، د سيلينيم د ۲- درجې اکسايډ جوړوونکي مرکبونه د سولفور د همدې ډول مرکبونو څخه پياوړي ريډوکس کوونکي دي.

نړه سيلينيم تر سولفور ډېر لږ کيميايي فعاليت لري. سيلينيم له سولفور څخه په توپير کې په هوا کې په خپلواک ډول د اور اخيستلو وړتيا نه لري . دا عنصر يوازې په اضافي تودوخې ورکولو سره اکسايډ جوړوي، د تودوخې ورکولو پر مهال ورو ورو په شنې لمبې سره سوځي او په سيلينيم ډای اکسايډ SeO_2 باندې بدليږي . دا عنصر له الکلي فلزونو سره يوازې په هغه حالت کې تعامل کوي چې ويلي شوی وي او تعامل يې ډېر توپاني دی.

له سولفور ډای اکسايډ SO_2 څخه په توپير کې سيلينيم ډای اکسايډ SeO_2 گاز نه بلکې بلوري (کريستالي) توکی دی چې په اوبو کې ښه حليږي . د سيلينوس اسيډ ($SeO_2 + H_2O \rightarrow H_2SeO_3$) لاس ته راوړل د سولفوروس اسيډ H_2SO_3 تر لاس ته راوړلو ستونزمن نه دی . که چيرې پر ده پياوړی اکسايډ جوړوونکی، د ساري په توگه کلوريک اسيډ $HClO_3$ واچول شي نو سيلينيک اسيډ H_2SeO_4 لاس ته راځي، او نږدې هماغسې پياوړی لکه سولفوريک اسيډ H_2SO_4.

کارونه يې

- د سيلينيم د ټکنالوجۍ يو له ډېرو مهمو لوريو څخه د دې عنصر راايستل دي، د ده او د ده د مرکبونو (سيلينيډونو) نيم برېښنا تېروونکي خواص، له نورو عنصرونو سره د دوی ګډوله عنصرونه، چې سيلينيم پکې ډېر مهم رول لوبوي. د سيلينيم دا رول په پرله پسې ډول زياتيږي، تقاضا يې زياتيږي او بيه يې لوړيږي، له همدې لامله د دې عنصر کموالی ډېر دی.
- د سيلينيم-۷۴ راديواکتيفي ايزوټوپ پر بنسټ داسې پلازمايي لايزر جوړيږي چې د چونيا له پاسه ډګر يې زښته ډېره پياوړې ده (نږدې يو ميليارد ګرایه).
- د سيلينيم-۷۵ راديواکتيفي ايزوټوپ د ډيفيکتوسکوپي (**inspection**) لپاره د ګاما وړانګې د پياوړې سرچينې په توګه کاريږي.
- د پوتاسيم سيلينيډ **K_2Se** له واناډيم **(V)** اکسايډ **V_2O_5** سره يو ځای له اوبو څخه په ترموکيميايي ډول د هايډروجن او اکسيجن په لاس ته راوړلو کې کاريږي.

په روغتيا (طب) کې کارونه: سيلينيم د سرطان ضد يوې پياوړې وسيلې په توګه کاريږي. همدا راز د ګڼ شمېر نورو ناروغيو د وقايې لپاره کاريږي. د څېړنو له مخې په ۲۴ ساعتو کې د ۲۰۰ ميکروګرامو سيلينيم کارول د غټې کولمې د سرطان ناروغۍ خطر تر ۵۸ سلنې کموي، د پروستاتيت د پړسوب خطر ۲۳ سلنه، د سږو د سرطان خطر ۴۲ سلنه کموي، له سرطاني ناروغيو څخه ټوليزه مړينه ۳۹ سلنه کموي.

په اورګانيزم کې د سيلينيم لږه کچه هيستامين (بې رنګه بلورونه) شنډوي او له همدې کبله حساسيت ضد اغېز ښندي. دا عنصر همدا راز د ووبونو (**cell growth**) هڅوي، د نارينه د هګيو، زړه، د تيموس مرغېړې، او د بدن د دفاعي سېستم کارندويي ښه کوي.

له ايوډينو **I_2** سره يو ځای د ايوډينو د کموالي لامله د راپيدا شويو ناروغيو د درملنې او د تيموس مرغېړې د ناروغۍ د درملنې لپاره کاريږي. د سيلينيم مالګې د وينې د ټيټ فشار

له ښه کولو سره، د شوک له ښه کولو او د کولاپس (Collapse) له ښه کېدو سره مرسته کوي.

۳۵. برومین

برومین د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د څلورمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۳۵ او سېمبول یې Br دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (Bromum)، په انګرېزي کې (Bromine) او په روسي ژبه کې (Бром) دی. دا یو کیمیایي فعال نافلز دی او د هالوجینونو په ګروپ کې ګډون لري. برومین یو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (CAS) شمېره یې (۲- ۹۵-۷۷۲۶) ده. په عادي شرایطو کې یوه درنه د سره او قهوې ته ورته رنګ لرونکې زهري مایع ده چې تېز بد بوی لري. د برومینو مالیکول دوه اتومه لري، فورمول یې Br_2 دی.

انځور: برومین د سره او قهوې ته ورته رنګ لرونکې زهري مایع ده چې تېز بد بوی لري

تاریخچه او د نامه ریښه یې

برومین پر ۱۸۲۶ ز کال د پرانسې د «مونپېلې» ښار د کالج ځوان ښوونکي «انتوان جیروم بالارد» (۱۸۰۲-۱۸۷۶) کشف کړ. د «بالارد» دې کشف دی په ټوله نړۍ کې اوځار کړ.

د دې عنصر نوم د لرغوني یوناني ژبې له (bromos) «بروموس» څخه اخیستل شوی چې د «بد بوی» یا «ډډوزې» مانا لري.

په طبیعت کې د برومینو شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د برومینو کلارک په یو ټن کې ۱,۲ گرامه ده. برومین په طبیعت کې ډېر تیت شوی او نږدې په ټولو ځایونو کې موندل کیږي. د دې عنصر نږدې ټول مرکبونه په اوبو کې حلیږي او له همدې لامله له غرنیو جامدو توکیو څخه د مایعاتو پر مټ په اسانۍ رابېلېدای شي. دی د یوې برخې په توگه په سلگونو مینرالونو کې شتون لري، خو یوازې لږ شمېر مینرالونه یې شته چې په اوبو کې نه حلیږي او هغه د سپینو زرو او مسو هالیډونه دي. له دوی څخه یې تر ټولو ډېر نامتو بروماگیریټ AgBr دی. نور مینرالونه یې ایوډیبرومیټ Ag(Br, Cl, I) او ایمبولیټ Ag(Cl, Br) دي. د برومینو مینرالونه ځکه لږ دي چې د ده ایوني نیم قطر ډېر لوی دی او نه شي کولای چې د نورو عنصرونو په بلوري جالۍ کې له منځنۍ کچې کتیونونو سره یو ځای په ډاډمن ډول کلک شي. د برومینو په زېرمه کېدو کې د سمندري اوبو د بړاس بهیرونه بنسټیز رول لوبوي. د دغو بهیرونو په پایله کې برومین هم په اوبلن (مایع) او هم په جامد فاز کې زېرمه کیږي. دا عنصر په غرنیو ډبرو کې د ایونونو په ډول شتون لري چې د ځمکې د سر له ختېنو اوبو سره یو ځای له یوه ځایه بل ځای ته مهاجرت کوي. د دې عنصر یوه برخه د بوټیو په اورگانیزمونو کې د پېچلیو او ډېره برخه یې په نه حلېدونکیو عضوي مرکبونو کې شتون لري. ځینې بوټي په کارنده توگه برومین زېرمه کوي. دا بوټي حبوبات لکه چڼې، لوبیا، نسک او سمندري اوبڼې دي. د برومینو لویه برخه په سمندرگیو کې راټوله شوې ده. همدا راز د مالگینو

(تروو) اوبو په جهيلونو، تر ځمکې لاندې ځينو برخو کې چې سونتوکي ورسره تړاو ولري، همدا راز د پوتاسيم په مالګو او په هاليټ (د مالګې ډبره) کې هم شتون لري. دا عنصر په اتموسفير کې هم شتون لري او د هغو سيمو د هوا په پرتله، چې وچ دوبی او سوړ ژمی ولري، د سمندري سيمو په هوا کې يې کچه نږدې تل ډېره وي.

د برومينو د توليد لپاره له دې لاندې توکيو څخه کار اخيستل کېږي لکه:

۱. سمندري اوبه، چې په يو ليتر کې يې ۲۵ ميلي ګرامه برومين دي.

۲. د مالګينو جهيلونو مالګوبې.

۳. د پوتاسيم د (lye) توليدي محلول.

۴. د اومو پيترولو او ګاز د پيدا کېدو د سيمو تر ځمکې لاندې اوبه.

لاس ته راوړل يې

برومين په کيميايي لارې (طريقې) له Br^- له مالګوبې څخه لاس ته راځي:

$$Cl_2 + 2Br^- \rightarrow 2Cl^- + Br_2$$

ايزوټوپونه يې

تر اوسه د برومينو ۳۲ ايزوټوپونه پېژندل شوي چې د کتلو شمېرې يې له ۶۲ څخه پيل او پر ۹۷ پای ته رسيږي. له دې شمېر څخه يې يوازې دوه ايزوټوپه پايښت لرونکي دي چې هغه يو د ^{79}Br ايزوټوپ چې ډېروالی يې ۵۰,۶۹ سلنه دی. بل يې د ^{81}Br ايزوټوپ دی چې ډېروالی يې ۴۹,۳۱ سلنه دی. نور ۳۰ ايزوټوپونه يې راديواکتيفي دي چې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي يې يو د برومين-۷۷ ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۵۷,۰۳۶ ساعته دی. بل يې د برومين-۸۲ ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۳۵,۲۸۲ ساعته دی. بل يې هم د

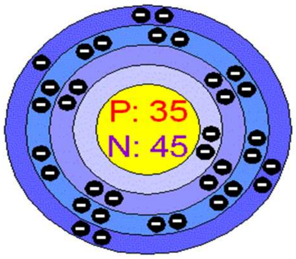
برمین-۷۶ ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر يې ۱۲,۲ ساعته دی . دا عنصر ۱۴ هسته يي ایزومیرونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه يې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکی د ^{80m}Br ایزومیر دی چې نیمايي عمر يې **۴,۴۲۰۵** ساعته دی.

د برومینو اتوم

د برومینو د اتوم هسته له **۳۵** پروتونونو او **۴۵** نیوترونونو جوړه ده. د هستې په شاوخوا کې يې **۳۵** الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره ۴ ده. د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په درېيمه کې يې ۱۸، او په څلورمه انرژيکي سويه کې يې ۷ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې يې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۸۰ دی
.

د اتوم نور خواص يې:

- د برومینو اتومي کتله ۷۹,۹۰۱ ؛ ۷۹,۹۰۷ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Ar]\ 3d^{10}\ 4s^{2}\ 4p^{5}$ سره ښودل کېږي.
- د اتوم نیمايي قطر يې ۱۲۰ پ. م دی.



انځور: د برومینو د اتوم جوړښت

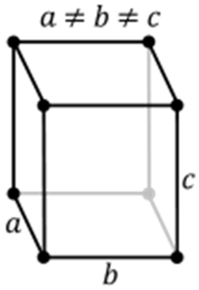
فیزیکي خواص يې

- د برومینو کثافت په عادي شرایطو کې (د تودوخې په ۲۵ س. گ درجو کې) په یو س. م. م کې ۳,۱۰۲ گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر منفي ۷,۲- ده. (د ک په شمېر ۲۶۵,۸ ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر ۵۸,۸ ده. (د ک په شمېر ۳۳۲ ده)
.
- د ویلي کېدو تودوالی یې ۱۰,۵۷ کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې ۲۹,۵۲ کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې ۷۵,۶۹ جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې ۲۳,۵ س. م. م\موله دی.

برومین په عادي شرایطو کې سره - قهوه یي رنگه مایع ده چې تېز بد بوی لري، زهري دی، که چیرې د انسان پر بدن ولگیږي نو پوست یې سوځوي. برومین یو له هغو دوو ساده توکیو (او نافلزونو څخه یوازینی) توکی دی چې د سیمابو په څېر د کوټې د هوا د تودوخې په درجو کې مایع وي. کثافت یې د تودوخې په صفر س. گ درجه کې په یو س. م. م کې ۳,۱۹ گرامه دی. که چیرې برومین واېشول شي نو قهوه یي رنگ ته ورته بړاسونو باندې بدلیږي. که چیري تنفس شي نو تنفسي جهاز تخریشوي او ژوبلوي یې.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د برومینو د بلوري جالۍ جوړښت معیني ساده (اورتورومبیک) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې a=٦,٦٧ b=٤,٤٨ c=٨,٧٢ Å انگسترومه دي.



انځور: د برومینو د بلوري جالۍ جوړښت معیني ساده (اورتورومبیک) سېستم لري

انځور: برومین د یو مکعبي کریستال په دننه کې په امپول کې چې اوږدوالی یې **۵** سانتي متره دی

کیمیايي خواص یې

- د برومینو کووالینسي نیم قطر ۱۱۴ پ. م دی.
- د ایون نیمايي قطر یې (**e ۵**+) ۴۷ (**e**۱-) ۱۹۲ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۲,۹۲ پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک یې صفر ولته دی.

- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۷ ، ۵ ، ۳ ، ۱ ، ۰ ، ۱- دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۱۱۴۲,۰ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۱۱,۸۴) الکترون ولټه ده.

برومین په خپلواک (نره) ډول د دوه اتومه مالیکول Br_2 په بڼه شتون لري. په اتومونو د مالیکولونو تجزیه هغه مهال رامنځته کیږي چې تودوخه یې ۸۰۰ س. گ درجو ته ورسول شي او که تودوخه یې لا زیاته شي نو تجزیه یې هم زیاتیږي. د برومینو د مالیکوال Br_2 قطر له ۰,۳۲۳ نانومتره سره مساوي دی. په مالیکول کې یې د دوو اتومونو د هستو تر منځ واټن ۰,۲۲۸ نانومتره دی.

برومین لږ زیات خو تر نورو هالوجینونو په اوبو کې ښه حلیږي. د تودوخې په ۲۰ س. گ درجو کې په ۱۰۰ گرامو اوبو کې ۳,۵۸ گرامه برومین حلېدای شي. دا محلول د برومیني اوبو په نامه یادیږي. په برومیني اوبو کې تعامل ترسره کیږي چې په پایله کې هایډروجن برومایډ HBr او بې پایښته هایپوبروماس اسیډ HBrO جوړیږي چې د تعامل معادله یې په لاندې ډول ده:

$$Br_2 + H_2O \rightarrow HBr + HBrO$$

دا عنصر له ډېرې عضوي حلوونکیو سره په ټولو اړیکو کې گډیږي او په دې بهیر کې ډېری مهال د عضوي حلوونکیو د مالیکولونو برومي کېدل پېښیږي. دی د کیمیایي فعالیت له پلوه د کلورینو Cl_2 او ایوډینو I_2 تر منځ منځنی حالت لري. د ایوډیډونو له محلولونو سره د برومینو د تعامل په پایله کې ازاد ایوډین بېلیږي:

$$Br_2 + 2KI \rightarrow I_2 + 2KBr$$

برعکس که چیرې د اوبو په محلولونو کې پر برومایډونو کلورین واچول شي نو خپلواک برومین ترې بېلیږي:

$$Cl_2 + 2KBr \rightarrow Br_2 + 2KCl$$

له سولفور **S** سره د برومینو **Br۲** د تعامل په پایله کې ډای سولفور ډای برومایډ **S۲Br۲** جوړیږي. له فاسفورس **P** سره د برومینو د تعامل په پایله کې فاسفورس ترای برومایډ **PBr۳** او فاسفورس پینتابرومایډ **PBr۵** جوړیږي. برومین له داسې نافلزونو لکه سیلینیم **Se** او ټیلوریم **Te** سره هم تعامل کوي.

له هایډروجن **H۲** سره د برومینو تعامل د تودوخې ورکولو او تودولو پر مهال ترسره کیږي او هایډروجن برومایډ **HBr** جوړوي. په اوبو کې د هایډروجن برومایډ **HBr** محلول د هایډروجن برومایډ اسیډ دی چې د ځواک له پلوه د مالګې تېزابو **HCl** ته نږدې دی. د هایډروجن برومایډ اسیډ مالګې دا برومایډونه دي لکه سوډیم برومایډ **NaBr**، مګنیزیم برومایډ **MgBr۲** ، الومینیم برومایډ **AlBr۳** او داسې نور.

برومین له اکسیجن او نایټروجن سره په سیده ډول تعامل نه کوي. دا عنصر له نورو هالوجینونو سره ګڼ شمېر بېلابېل مرکبونه جوړوي. د ساري په توګه له فلورینو **F۲** سره بې پایښته برومین ترای فلورایډ **BrF۳** او برومین پینتافلورایډ **BrF۵** جوړوي. له ایوډینو **I۲** سره ایوډین مونوبرومایډ **IBr** جوړوي. له ډېرو فلزونو سره د تعامل پر مهال برومایډونه جوړوي، د ساري په توګه الومینیم ترای برومایډ **AlBr۳** ، د مسو **(II)** برومایډ **CuBr۲** ، مګنیزیم برومایډ **MgBr۲** او نور. د برومینو د اغېز په وړاندې ټېنټالیم **Ta**، پلاټین **Pt** مقاومت لري او پایدار دي، د سپینو زرو **Ag** ، ټیټانیم **Ti** او سرپو **Pb** مقاومت یې د اغېز په وړاندې لږ دی.

اوبلن برومین له سرو زرو **Au** سره په اسانۍ تعامل کوي او د سرو زرو ترای برومایډ **AuBr۳** جوړوي چې د تعامل معادله یې دا ده:

$$2Au + 3Br_2 \rightarrow 2AuBr_3$$

برومین پیاوړی اکسایډ جوړوونکی دی، دی د سولفایټ-ایون تر سولفاټ پورې اکسایډوي، د نایټراټ-ایون تر نایټراټ پورې او داسې نور. دی له عضوي مرکبونو، چې دوه گوني اړیکي ولري، سره په تعامل کې یو ځای کیږي او اړوند اشتقاقونه ورکوي:

$$C_2H_4 + Br_2 \rightarrow C_2H_4Br_2$$

همدا راز برومین له هغو عضوي مالیکولونو سره، چې په ترکیب کې یې درې گوني اړیکي شتون ولري، هم یو ځای کیږي. د بروميني اوبو بې رنگه کېدل، یا رنگ بدلول، له دوی څخه د گاز د تېرولو پر مهال یا دوی ته د مایع ورگډول د دې شاهدي ورکوي چې په گاز یا مایع کې غیر مشبوع مرکب شتون لري.

که چیرې برومینو ته له کتالیسټ سره یو ځای تودوخه ورکړ شي نو له بینزین (بینزول) C_7H_7 سره تعامل کوي او بروموبینزین C_7H_5Br جوړوي. د الکلیو له محلولونو او د سوډیم کابوناټ یا د پوتاسیم کاربوناټ له محلولونو سره د برومینو د تعامل په پایله کې اړوند برومایډونه او بروماټونه جوړیږي (سوډیم برومایډ $NaBr$ ، سوډیم بروماټ $NaBrO_3$) د ساري په توگه:

$$3Br_2 + 3Na_2CO_3 \rightarrow 5NaBr + NaBrO_3 + 3CO_2$$

برومین لرونکي تېزابونه: پرته له بې اکسیجنه هایډروجن برومایډ اسیډه HBr، برومین یو لړ اکسیجني تېزابونه هم جوړوي، لکه پربرومیک اسیډ $HBrO_4$، برومیک اسیډ $HBrO_3$، بروماس اسیډ $HBrO_2$ او هایپوبروماس اسیډ $HBrO$.

کارونه يې

په کيميا کې

- د بروميـنو پر بنسټ جوړ شوي توکي په عضوي سينتېز کې په پراخه پيمانه کارېږي.
- «بروميني اوبه» (د برومين د اوبو محلول) د غير مشبوع عضوي مرکبونو د باکيفيته ټاکنې لپاره د کاشف توکي (**Reagent**) په توگه کارېږي.

په تخنيک کې

- د سپينو زرو برومايډ **AgBr** په عکاسۍ کې د رڼا حس کوونکي توکي په توگه کارېږي.
- د پلاستيکي، لرگينو، نساجي توکيو کې د دې لپاره کارېږي چې د اور په وړاندې يې مقاومت زيات شي.
- برومين پينتافلورايډ **BrF₅** کله کله د رياکتيفي سونتوکيو د ډېر پياوړي اکسايډ جوړوونکي په توگه کارېږي.
- ډي بروميتان- ۲،۱ $C_2H_4Br_2$ په اوسني وخت کې انجني سونتوکيو ته د تيترا ايتيلېډ $(C_2H_5)_4Pb$ پر ځای د غير چاودنيز توکي په توگه وراضافه کيږي.
- د برومايډونو محلولونه د نفتو په استخراج کې کارېږي.
- د درنو فلزونو د برومايډونو محلولونه د «درنو مايعاتو» په توگه د (**Flotation process**) په مېتود سره د گټورو طبيعي توکيو په غني کولو کې کارېږي.
- د بروميـنو ډېری عضوي مرکبونه د حشراتو د له منځه وړلو پوډرو او د کرنې په چارو کې د زهري توکيو په توگه کارېږي.

په طب کې: سوډیم برومایډ NaBr او پوتاسیم برومایډ KBr د ارام بښونکي توکي په توګه کاریږي.

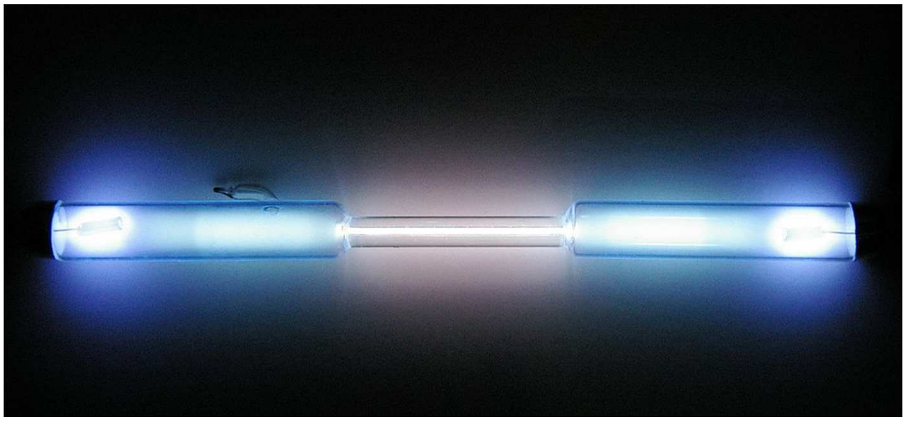
د وسلې په تولید کې: برومین د لومړۍ نړیوالې جګړې له وختونو راهیسې د جګړه ییزو مسموموونکیو توکیو په توګه کاریږي.

له برومینو سره د کار کولو ځانګړتیاوې

له برومینو سره د کار کولو پر مهال اړینه ده ځانګړې دفاعي دریشي واغوستل شي، د ګاز ضد ماسک واغوستل شي، ځانګړي لاسماغونه پر لاسو شي. لکه څنګه چې د برومینو بړاسونه او مایع برومین له کیمیایي پلوه ډېر فعال او زهرجن دي، نو اړینه ده چې په پرېړ ښیښنه یي او کلک خوله بند شوي لوښي کې وساتل شي. هغه لوښی چې برومین پکې ساتل کیږي باید په داسې بل لوی لوښي کې ځای پر ځای شي چې شاوخوا یې شګه وي، د دې لپاره چې د ټکان خوړلو پر مهال برومین ساتونکی لوښی مات نه شي او برومین بهر ته راونه وزي. برومین لرونکی لوښی باید تر غاړې ونه نیول شي، ځکه چې له لاسه د ښویدو او پر ځمکه د لوېدو احتمال یې ډېر وي. یا خو کېدای شي چې غاړه یې ماته شي او نور لوښی له برومینو سره پر غولي ولوېږي او تیت شي.

۳۶. کریپټون

کریپټون د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د څلورمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۳۶ او سېمبول یې Kr دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (Krypton)، په انګلیسي کې (Krypton) او په روسي ژبه کې (Криптóн) دی. دا یو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (CAS) شمېره یې (۹-۹۰-۷۴۳۹) ده. کریپټون یو اتومه، بې رنګه، بې خونده، بې بویه نجیبه ګاز دی.



انځور: ګازي پيپ چې له کريپټونه ډک دی د برېښنا په ورکولو سپينه رڼا کوي

تاريخچه او د نامه ريښه يې

کريپټون د کيميايي عنصرونو د دوره يي جدول د نجيبه ګازونو په ګروپ کې ګډون لري. پر ۱۸۹۸ ز کال انګليسي کيمياپوه «ويليام رمزی» له لندې هوا څخه (مخکې له مخکې يې اکسيجن، نايټروجن او ارګون **Ar** ترې بېل کړي ول) داسې مخلوط بېل کړ چې په سپيکترالي مېتود پکې دوه ګازه کشف شوي ول. يو يې کريپټون («پټ») او بل يې کسينون **Xe** (د «پردي» او «غيرعادي» مانا لري) ګازوو.

د کريپټون نومونه د يوناني ژبې له کريپټوس (**kryptos**) څخه اخيستل شوې چې د «پټ» مانا لري.

په طبيعت کې د کريپټون شتون

په اتموسفير هوا کې د حجم له پلوه د کريپټون کچه $۱,۱۴.۱۰^{-۴}$ سلنه ده، ټوليزه زېرمه يې M^3 $۵,۳۰۱۰^{۱۲}$ مترمکعبه ده. په يو مترمکعب هوا کې نږدې يو س.م.م کريپټون ګاز شتون لري.

له هوا څخه د کريپټون ګاز لاس ته راوړل د ډېرې انرژۍ له ګړندیتوب سره تړلی کار دی. د ساري په توګه د کريپټون د يو واحد حجم ګاز د لاس ته راوړلو لپاره اړينه ده چې څه د پاسه يو ميليون واحده حجمه هوا چڼ شي.

همدا راز د ځمکې په ليتوسفير کې د کريپټون پايښت لرونکي ايزوټوپونه (د بې پايښته ايزوټوپونو د تجزيې د ځنځير له لارې) د اوږده ژوند لرونکيو راديواکتيفي عنصرونو د په خپل سر هسته يي تجزيې پر مهال جوړيږي، دا بهير اتموسفير پر همدغه کريپټون ګاز باندې غني کوي.

نومېرنه او ټاکنه

کريپټون له کيفي پلوه د سپيکتروسکوپۍ (**Spectroscopy**) پر مټ کشفيږي (ځانګړې کرښې يې **۵۵۷,۰۳** نانومتره او **۴۳۱,۹۲** نانومتره دي) . له کمي پلوه په ماس سپيکترومتري (**Mass spectrometry**) ، کروماتوګرافۍ (**Chromatography**) او د جذب د شننې پر مټ ټاکل کيږي.

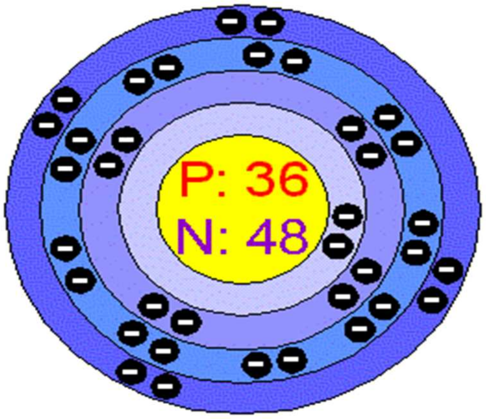
د کريپټون اتوم

د کريپټون د اتوم هسته له **۳۶** پروتونونو او **۴۸** نيوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې **۳۶** الکترونونه شتون لري. د دې عنصر د اتوم د انرژيکي سويو شمېره **۴** ده . د اتوم په لومړۍ انرژيکي سويه کې يې ۲، په دويمه کې يې ۸، په درېيمه کې يې ۱۸، او په څلورمه 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) **۸۴** دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د کريپټون اتومي کتله **۸۳,۷۹۸** اتومي واحده ده.

- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Ar]\ 3d^{10}\ 4s^{2}\ 4p^{6}$ سره ښوول کېږي.
- د اتوم نيم قطر يې ۸۸ پ. م دی.



انځور: د کريپټون د اتوم جوړښت

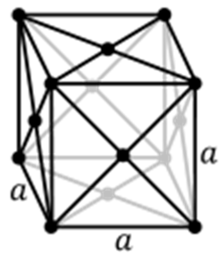
فيزيکي خواص يې

- د کريپټون کثافت په يو س. م. م کې (په اوبلن حالت کې، د تودوخې په منفي **۱۵۳**- س. ګ درجو کې) **۲,۱۵۵** ګرامه دی. په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې **۰,۰۰۳۷۴۹** ګرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. ګ په شمېر منفي **۱۵۷,۵۵**- ده. (د ک په شمېر **۱۱۲,۲** ده).
- د ایشېدو درجه يې د س. ګ په شمېر منفي **۱۵۲,۳**-ده. (د ک په شمېر **۱۲۰,۸۵** ده).
- د بړاس تودوالی يې **۹,۰۵** کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې **۲۰,۷۹** جوله\(کيلوين. موله) دی.
- مولي حجم يې **۳۲,۲** س. م. م\موله دی.

کريپټون يو اتومه، بې رنګه، بې خونده او بې بويه ګاز دی. تر هوا درې ګرايه درووند دی.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د کریپټون د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې **۵,۷۳۸** انگسترومه دي.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې ۷۲ کیلوینه ده.



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

کیمیایي خواص یې

- د کریپټون کووالینسي نیم قطر ۱۱۲ پ. م دی.
- د ایون نیم قطر یې ۱۲۹ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۳,۰ پاولینگه دی.
- الکترودي ځواک یې صفر ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجه یې ۲ ده.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې **۱۳۵۰** کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۱۳,۹۹) الکترون ولټه ده.

کریپټون له کیمیایي پلوه نجیبه گاز دی. په سختو شرایطو کې له فلورینو F_2 سره تعامل کوي او کریپټون ډای فلورایډ KrF_2 جوړوي. څه موده مخکې یې له دې ډول اړیکو سره

لومړی مرکب لاس ته راغی، کریپټون بیز پینتافلورو اکسوټیلوراټ Kr-O
($Kr(OTeF_5)_2$).

په ۱۹۷۵ ز کال یې د دې مرکبونو لاس ته راوړل اعلان شول، لکه د کریپټون تیترافلورایډ KrF_4 ، $KrO_3 \cdot H_2O$ او $BaKrO_4$. وروسته یې شتون رد کړای شو.

په ۲۰۰۳ ز کال یې په فنلېنډ کې پر کریپټوني بنسټ باندې د کریپټون او اسیټیلین C_2H_2 د فوتولیز (photolysis) تجزیې پر مټ لومړنی مرکب هایډروکریپټواسیټیلین C-Kr (HKrC≡CH) لاس ته راغی.

ایزوټوپونه یې

اوسمهال د کریپټون کیمیایي عنصر ۳۳ ایزوټوپونه او ۱۰ یې د ځینو ایزوټوپونو هسته یي ایزومیرونه پېژندل شوي، چې د کتلو اتومي شمېرې یې له ۶۹ څخه پیل او پر ۱۰۱ پای ته رسیږي. طبیعي کریپټون له ۶ پایښت لرونکیو ایزوټوپونو جوړ دی، چې دوه یې له تیوریکي پلوه کېدای شي چې لږ څه رادیواکتیفي وي. له دې ایزوټوپونو څخه یې یو د ^{78}Kr ایزوټوپ دی چې کچه یې ۰,۳۵ سلنه ده. دویم یې د ^{80}Kr ایزوټوپ دی چې کچه یې ۲,۲۸ سلنه دی. دریېم یې د ^{82}Kr ایزوټوپ دی چې کچه یې ۱۱,۵۸ سلنه دی. څلورم یې د ^{83}Kr ایزوټوپ دی چې کچه یې ۱۱,۴۹ سلنه دی. پینځم یې د ^{84}Kr ایزوټوپ دی چې کچه یې ۵۷,۰۰ سلنه ده، او شپږم یې د ^{86}Kr ایزوټوپ دی چې کچه یې ۱۷,۳۰ سلنه ده. له رادیواکتیفي ایزوټوپونو څخه یې د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د کریپټون-۸۱ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۲۳۰۰۰۰ کاله دی. بل یې د کریپټون- ۸۵ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې تخمینن ۱۰,۷۲ کاله دی. بل یې د کریپټون-۷۹ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۳۵ ساعته دی. د نورو ټولو رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمایي عمر تر یوې ورځې لنډ دی.

لاس ته راوړل يې

کريپټون په صنعتي دستگاوو کې د هوا د ترکيبي برخو (اجزاوو) د وېش په بهير کې د کريپټوني- کسينوني مخلوط په ډول د اضافي توکي په توگه لاس ته راځي.

د هوا د وېش په بهير کې د تودوخې په ټيټو درجو کې د اوبلن اکسيجن، چې په ترکيب کې اوبلن هايډروکاربونونه لري، داسې اجزاوې بېلېږي لکه کريپټون او **کسينون Xe** (د اکسيجن د اجزاوو اخيستل له هايډروکاربونونو سره د چاودنې د بې خطرتوب د سمبالولو لپاره اړين دي).

د کريپټون **Kr** او کسينون **Xe** د راايستلو لپاره له اخيستل شويو اجزاوو څخه په کتاليستي بټيو کې د تودوخې په **۵۰۰-۶۰۰** س. گ درجو کې هايډروکاربونونه لرې کېږي او اضافي بېلوونکې ځانگې ته د دې لپاره ورلېږل کېږي چې اکسيجن ترې لرې شي. د **Kr+Xe** مخلوط تر ۹۸-۹۹ سلنې غنې کولو وروسته يې په کتاليستي بټيو کې يو ځل بيا له هايډروکاربونونو څخه پاکوي، تر دې وروسته يې د جذبوونکيو بلاک ته، چې له سيليکاگيل (**Silica gel**) (يا اډسورپتيون (**Adsorption**) څخه ډک وي، ورلېږي.

له پاتې شويو هايډروکاربونونو او لنده بل څخه د گازونو د مخلوط تر پاکولو وروسته، مخلوط په ځانگړيو بالونونو کې اچول کېږي د دې لپاره چې ولېږدول شي او په ځانگړې دستگاه کې کريپټون او کسينون يو تر بل بېل شي. دا له دې لامله چې په هره موسسه کې د هوا د اجزاوو بېلوونکې دستگاوې، او د **Kr** او **Xe** د بېلولو دستگاه شتون نه لري.

د دې لپاره چې کريپټون او کسينون په نره توکيو بدل شي، نو له يو بل څخه د دوی د بېلولو نور بهير په لاندې ډول ترسره کېږي. په تماسي کتاليستي بټۍ کې د پاتې هايډروکاربونونو لرې کول، د تودوخې په ۳۰۰-۴۰۰ س. گ درجو کې د مسو په اکسايډ باندې ډکول، په جذبوونکي (جاذب) کې له نم څخه پاکول، په زيوليټ (**Zeolites**) باندې

ډکول، په تودوخه بدلوونکې دستگاه کې سړول، د وېش لپاره لومړی شمېره بېلوونکي ځایگوټي ته ورلېږل، چیرته چې له مکعبي تشځای (د بېلوونکي ځایگوټي ښکتنۍ برخه) څخه اوبلن کسینون Xe رااخیستل کیږي او ۳ شمېرې ځایگوټي ته استول دي. هغه لږ لږ نور توکي چې ورسره گډ پاتې وي په دې ځای کې له هغوی څخه نور هم پاکیږي، تر دې وروسته د گاز د ممبراني کنښکاروونکي (کومپریسور) (**gas compressor**) په مرسته په بالونونو کې اچول کیږي. د کریپټون گاز د لومړی ۱ شمېرې ځایگوټي تر برغولي لاندې ځای څخه رااخیستل کیږي او ۲ شمېرې ځایگوټي ته لېږدول کیږي. دلته دی له پاتې نایټروجن N_2، اکسیجن O_2، ارگون **Ar** څخه پاکیږي. د دوی د اېشېدو درجه د کریپټون د اېشېدو تر درجې ډېره ټیټه ده. د ۲ شمېرې ځایگوټي له مکعبي تشځایه نږه کریپټون رااخیستل کیږي او د ممبراني کنښکاروونکي (کومپریسور) پر مټ په بالونونو کې اچول کیږي.

کارونه یې

- کریپټون د ډېرو پیاوړیو ایکسیمیر لایزرونو (**excimer laser**) په تولید کې کاریږي.
- د کریپټون فلورایډونه د توغندیو د سونتوکي د اکسایډ جوړوونکي په توگه وړاندیز شوي دي.

۳۷. روبیډیم

روبیډیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د پېنځمې دورې لومړی عنصر دی چې اتومي شمېره یې **۳۷** او سېمبول یې **Rb** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Rubidium**)، په انگلیسي کې (**Rubidium**) او په روسي ژبه کې (**Рубидий**) دی. دا یو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (**۷۴۴۰-۱۷-۷**) ده.

روبيډيم يو نرم، په اسانۍ ويلي کېدونکی، الکلي، سپينو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی.

انځور: روبيډيم يو نرم، سپينو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی

تاريخچه يې

پر ۱۸۶۱ ز کال الماني کيمياپوه «روبرټ ويلهلم بونزين» (۱۸۱۱-۱۸۹۹) او الماني فيزيکپوه «ګوستاو روبرټ کيرشوف» (۱۸۲۴-۱۸۸۷) د سپيکټرالي شننې پر مټ د طبيعي الومينوسيليکاټونو د څېړنې پر مهال په هغوی کې نوی عنصر وموند، چې وروسته د ده د طيف (سپيکټروم) د تر ټولو ډېرو پياوړيو ليکو د رنګ له مخې د روبيډيم په نامه ونومول شو.

د روبيډيم د راديواکټيف والي ډاګيزه کېدل

د روبيډيم طبيعي راديواکټيف والی پر ۱۹۰۲ ز کال د پوهانو «کېمپ بېل» او «ووډ» له خوا د ايونيزېشن مېتود په مرسته کشف شو او پر ۱۹۰۹ ز کال يې «و.سټرونګ» د (Photographic emulsion) په مرسته پخلی وکړ. پر ۱۹۳۰ ز کال روسي او شوروي

فیزیکپوه «لېف ولادیمیرووېچ میسوفسکي» (۱۸۸۸-۱۹۳۹) او «ر.و. ابهېل برگر» د (cloud chamber) په نامه یوې الې په مرسته دا وښوده چې دا رادیواکتیف والی د بېتا -ذرو په خوشي کېدو سره بدرگه کیږي. وروسته وښودل شوه چې دا رادیواکتیف والی د روبیډیم د ^{87}Rb طبیعي ایزوټوپ پر بېتا - تجزیه بنسټ لري.

د نامه ریښه یې: دې عنصر ته د ده د طیف (سپیکټروم) د ډېر سره رنګ لرونکیو لیکو له مخې نوم ورکړ شوی، یانې د لاتیني ژبې له (rubidus) څخه اخیستل شوی چې د «سره»، «تینګ سره رنګ» مانا لري.

په طبیعت کې د روبیډیم شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د روبیډیم کچه ۱۰^-۳^. ۷,۸ (۷,۸۰۱۰^-۳^) سلنه ده چې د نیکلو، مسو او جستو له ټولې زېرمې سره برابره ده. روبیډیم د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د خپرېدا (ډېروالي) له پلوه ۲۰ ځای لري، خو په طبیعت کې په پاشل شوي حالت سره شتون لري، روبیډیم یو پاشل شوی عنصر دی. د دې عنصر خپل مینرالونه نه دي پېژندل شوي . دی له نورو الکلي عنصرونو سره یو ځای موندل کیږي، تل له پوټاسیم K سره ملګری وي. دی په ډېرو غرنیو ډبرو او مینرالونو کې موندل شوی، له هغه شمېر څخه په هغو غرنیو ډبرو او مینرالونو کې چې په شمالي امریکا، سویلي افریقا او روسیه کې موندل شوي، خو هلته د ده کچه ډېره لږ ده . یوازې د لیپیډولیټ مینرال یو څه کچه ډېر روبیډیم لري، کله کله ۰,۲ سلنه، او ډېر لږ مهال له ۱ تر ۳ سلنې روبیډیم لري (د روبیډیم اکسایډ Rb_2O په شمېر).

د روبیډیم مالګې د سمندرونو، سمندرګیو او ولاړو اوبو (جهیلونو) په اوبو کې حل شوې دي. د دې مالګو کچه په دې اوبو کې لږ ده، په منځني شمېر په یو لیټر کې ۱۰۰ میکروګرامه ده. په ځینو ځایونو کې بیا د روبیډیم کچه یو څه زیاته ده. د ساري په توګه د تورسمندرګي د ادېسې د غاړو د اوبو په یو لیټر کې ۲۷۰ میکروګرامه ده، او د کسپین سمندرګي د اوبو

په یو لیټر کې یې بیا کچه ۵۷۰۰ میکروګرامو ته رسیږي . د روبیډیم یوځه زیاته کچه د برازیل په ځینو مینرالي چینو کې موندل شوې ده.

دا عنصر له سمندري اوبو څخه پوټاسیمي مالګینو خټېښلونو ته لېږدېدلی، په تېره بیا د کارنالیټ مینرالونو ته. د ستراسفورټ او د روسیې د «سولیکامسک» د سیمې په کارنالیټونو کې د روبیډیم کچه له ۰،۰۳۷ سلنې څخه تر ۰،۱۵ سلنې پورې ده. د کارنالیټ مینرال یو پېچلی کیمیایي مرکب دی چې د پوټاسیم او مګنیزیم له کلورایډونو جوړ دی او اوبه هم ورسره ګډې دي؛ فورمول یې دا دی $KCl·MgCl_2·6H_2O$. روبیډیم هم د همدغه ترکیب مالګه ورکوي $RbCl·MgCl_2·6H_2O$ ، پوټاسیمي او روبیډیمي دواړه مالګې یو ډول جوړښت لري، د جامدو محلولونو پرله پسې ځنځیر جوړوي، او ګډ سره بلوري کیږي. کارنالیټ په اوبو کې ښه حلیږي، ځکه خو د مینرال ماتول (راسپړل) ډېر زحمت نه غواړي. اوسمهال په کتابونو کې داسې معقول او اقتصادي مېتودونه طرحه شوي او بیان شوي چې د هغوی په کارولو سره له کارنالیټ مینرال څخه د نورو عنصرونو د راایستلو تر څنګ روبیډیم په سم ډول راایستل کېدای شي.

کانونه یې

روبیډیم لرونکي مینرالونه لکه لیپیډولیټ $KLi_2Al(Al,Si)_3O_{10}(F,OH)_2$، زینوالډیټ $K(Li,Fe,Al)_3(OH,F)_2[AlSi_3O_{10}]$، پولوسیټ $(Cs,Na)[AlSi_2O_6]·nH_2O$، امازونیټ $(K,Na)AlSi_3O_8$) د جرمني، چک، سلواکیا، نامیبیا، زیمبابوې، تورکمنستان او ځینو نورو هېوادو په خاورو کې موندل کیږي.

لاس ته راوړل یې

د روبیډیم ډېره برخه له لیپیډولیټ $KLi_2Al(Al,Si)_3O_{10}(F,OH)_2$ مینرال څخه د لیتیم Li د رااېستنې او تولید پر مهال د اضافي (جانبي) توکي په توګه لاس ته راځي. د

کاربوناټ یا هایډروکسایډ په بڼه د لیتیم تر بېلېدو وروسته روبيډيم له (**mother liquor**) محلول څخه د الومینیمي روبيډيمي، الومینیمي پوټاسیمي او الومینیمي سیزیمي خورۍ (زاجونو) د مخلوطونو په ډول ختېبل کیږي : $RbAl(SO_4)_2\cdot12H_2O$, $KAl(SO_4)_2\cdot12H_2O$, $CsAl(SO_4)_2\cdot12H_2O$. مخلوط د ډېرځلیز بلوري کولو (کریستالي کولو) په مرسته سره بېلیږي.

دا عنصر همدا راز له کاربډلي الکترولیت څخه بېلیږي، هغه الکترولیت چې له کارنالیټ څخه د مګنیزیم د لاس ته راوړلو پر مهال لاس ته راځي . له ده څخه روبيډيم د وسپنې فیروسیانیډونو یا د نیکل فیروسیانیډونو له ختېبلونو څخه د جذب پر مټ بېلېږي. تر دې وروسته فیروسیانیډونه سره کیږي (تودوخه ورکول کیږي) او روبيډيم کاربوناټ Rb_2CO_3 ، چې لږ لږ پوټاسیم **K** او سیزیم **Cs** هم ورسره ګډ وي، لاس ته راځي . کېدای شي چې روبيډيم له هغو ټکنالوجیکي محلولونو څخه راوایستل شي چې له نیفیلین **(Na,K)AlSiO₄** څخه د الومینیم اکسایډ Al_2O_3 د ترلاسه کولو پر مهال جوړیږي.

د روبيډيم د بېلولو لپاره د (**Extraction**) او د ایوني تبادلې د کروماتوګرافي (د یو مخلوط د اجزاوو د بېلولو مېتود) مېتودونه کاریږي. د روبيډيم ډېر نږه مرکبونه د پولي هالیډونو په کارولو سره لاس ته راځي.

د تولیدېدونکي روبيډيم لویه برخه د لیتیم **Li** د لاس ته راوړلو په بهیر کې بېلیږي، ځکه خو پر **۱۹۵۰** ز کلونو په هسته یي بهیرونو کې د لیتیم له کارولو سره د ډېرې لېوالتیا راپیدا کېدل خبره د لیتیم د راایستلو ډېرولو ته ورسوله، او له دې سره یو ځای د روبيډيم د راایستنې زیاتولو ته هم. له همدې لامله د روبيډيم مرکبونو ته لاسرسی ډېر شو .

ایزوټوپونه یې

روبیډیم ۳۲ ایزوټوپونه لري چې د کتلو شمېرې یې له ۷۱ څخه پیل او پر ۱۰۲ پای ته رسیږي . له دې شمېر څخه یې یوازې ۲ ایزوټوپونه طبیعي دي، چې یو یې د ^{85}Rb پایښت لرونکی ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې ۷۲,۲ سلنه دی. بل یې د بېټا-رادیواکتیفي ^{87}Rb ایزوټوپ دی چې ډېروالي یې ۸ ,۲۷ سلنه دی. د دویم ایزوټوپ نیمايي عمر ۴۹,۲۳ میلیارده کاله دی، چې د ځمکې له عمر څخه ۱۱ گرایه زیات دی. د دې ایزوټوپ د تجزیې په پایله کې د سترونتیم-۸۷ پایښت لرونکی ایزوټوپ جوړیږي. په روبیډیم لرونکیو مینرالونو کې د رادیوجینیک سترونتیم ورو ورو زېرمه کېدنه دا شونتیا برابروي چې په دغو مینرالونو کې د روبیډیم او سترونتیم د کچې د مېچولو پر مهال د دغو مینرالونو عمر مالوم شي. د ^{87}Rb ایزوټوپ د رادیواکتیف والي له برکته د طبیعي روبیډیم ځانګړی فعالیت ۲۷۰ کیلوبیکریل\کیلوګرامه دی.

په مصنوعي ډول د روبیډیم ۳۰ رادیواکتیفي ایزوټوپونه لاس ته راغلي او ۱۳ یې د هستو ایزمیري حالتونه پېژندل شوي دي. پر روبیډیم-۸۷ ایزوټوپ سربېره، د دې عنصر بل د اوږده عمر لرونکی د روبیډیم-۸۳ رادیواکتیفي ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۸۶,۲ ورځې دی. بل یې د روبیډیم-۸۴ ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۳۳,۱ ورځې دی. بل یې هم د روبیډیم-۸۶ ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر یې ۱۸,۶۴۲ ورځې دی. د نورو ټولو رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمايي عمر یې تر یو شوا روز لنډ دی.

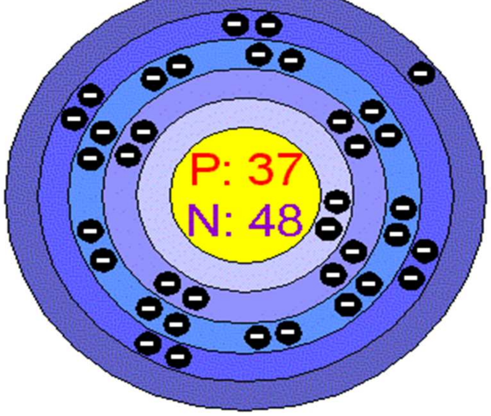
د روبیډیم اتوم

د روبیډیم د اتوم هسته له ۳۷ پروټونونو او ۴۸ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۳۷ الکترونونه شتون لري چې د هستې پر شاوخوا راڅرخي. د دې عنصر د اتوم د انرژیکي سویو شمېره ۵ ده، په بله وینا د روبیډیم اتوم ۵ انرژیکي سویې لري. د اتوم په لومړۍ انرژیکي سویه کې یې ۲، په دویمه کې یې ۸، په دربیمه کې یې ۱۸، په

ځلورمه کې یې ۸، 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) **۸۵** دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د روبیډیم اتومي کتله **۸۵,۴۶۷۸** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول **[Kr]** $5s^1$ سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیم قطر یې **۲۴۸** پ. م دی.



انځور: د روبیډیم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

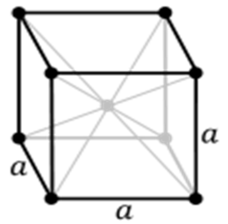
- د روبیډیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م. کې **۱,۵۳۲** گرامه دی.
- د ویلي کېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۳۹,۳۰** ده. (د ک په شمېر **۳۱۲,۴۵** ده).
- د ایشېدو د تودوخې درجه یې د س. گ په شمېر **۶۸۸** ده. (د ک په شمېر **۹۶۱** ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۲,۲۰** کیلوجوله\موله دی.

- د براس تودوالی یې ۷۵،۸ کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې ۳۱،۱ جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې ۵۵،۹ س. م. م\موله دی.

روبيډيم سپينو زرو ته ورته رنګ لرونکي نرم بلورونه جوړوي. که چیرې یې کومه ټوټه پرې شي نو نوی غوځ شوی ځای یې فلزي ځلا لري. کلکوالی یې د برینل په مېتود سره پر یومترمربع باندې ۰،۲ میګا نیوټنه دی. یا په بل شمېر، پر یو میلي متر مربع ۰،۰۲ کیلوګرام ځواکه دی.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د روبيډيم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي منځډک سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې ۵،۷۱۰ انګسترومه دی.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې ۵۲ کیلوینه ده.



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

کیمیایي خواص یې

- د روبيډيم کووالینسي نیم قطر ۲۱۲ پ. م دی.
- د ایون نیم قطر یې (+1e) ۱۴۷ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۰،۸۲ پاولینګه ده.
- الکترودي ځواک یې ۲،۹۲۵- ولټه دی.

- د اکسایډ جوړولو درجه یې ۱ ده.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې **۴۰۲,۸** کیلوجوله\موله ده. په بل شمېر (۴,۱۷) الکترون ولټه ده.

روبیډیم الکلي فلز دی، په هوا کې ډېر بې پایښته دی، له هوا سره د ډېرو لږو اوبو په شتون کې هم تعامل کوي او په خپل سر اور اخلي. د مالګو ټول ډولونه جوړوي، په ډېره کچه هغه مالګې چې په اسانۍ حلیږي.

د روبیډیم مرکبونه: د روبیډیم هایډروکسایډ **RbOH** مرکب د ښیښې او نورو جوړښتیزو او کانتینري توکو پر وړاندې یو ډېر تعرضي توکی دی، ویلي شوی روبیډیم هایډروکسایډ ډېری فلزونه خرابوي او شړوي یې.

کارونه یې

دا کمپېښه الکلي فلز په اوسنۍ ټکنالوجۍ کې ډېر ارزښتناک رول لوبوي. دلته کېدای شي د ده د کارونې دا لاندې لوېې ځانګې یادې شي لکه د کټالیسټ په توګه، الکتروني صنعت، ځانګړی اوپټیک، اټومي صنعت، طب (د روبیډیم مرکبونه تثبیت کوونکي خواص لري).

روبیډیم نه یوازې په نره ډول، بلکې له ځینو نورو فلزونو سره په ګډوله فلزونو کې او د کیمیایي مرکبونو په ډول هم کاریږي. روبیډیم ښه اوم توکیز، تر سیزیم هم مساعد بنسټ لري. لکه څنګه چې دې فلز ته لاسرسی ډېریږي هماغسې یې د کارونې ډګرونه هم پراخیږي
.

د روبیډیم-۸۲ ایزوټوپ په ګاما-دیفېکتوسکوپي (د نواقصو او نیمګړتیاوو کشف او مالومونه)، اندازه کوونکي تخنیک کې، همدا راز د دارو درملو او خوراکتوکیو په ستیریلیزېشن (د میکرو اورګانیزمونو له منځه وړل) کې کاریږي. روبیډیم او له سیزیم **Cs**

سره د ده ګډوله فلزونه ډېر ښه سړوونکي دي او د تودوخې د ډېرې لوړې درجې توربینونو لپاره کاري چاپیریال دی، په دې تړاو په وروستیو کلونو کې روبیډیم او سیزیم لوی ارزښت خپل کړی . په سړوونکي سېستم کې د روبیډیم درېګوني ګډوله فلزونه لکه سوډیم-پوتاسیم-روبیډیم، او سوډیم-روبیډیم-سیزیم تر ټولو ډېر کارېږي.

روبیډیم د کتالیست (کتالیز) په توګه هم په عضوي او هم غیرعضوي سینتېز کې کارېږي. د روبیډیم کتالیستي فعالیت په ټوله کې له نفتو څخه د یو لړ مهمو محصولاتو په جوړولو او تولید کې کارېږي. د ساري په توګه روبیډیم اسیتاټ $RbC_2H_3O_2$ د میتانول د سینتېز لپاره او له اوبلن ګاز څخه د نورو ډېرو لوړو الکولونو د سینتېز لپاره کارېږي، چې تر ځمکې لاندې په ګاز باندې د سکرو په بدلولو، د موټرو لپاره د اوبلنو مصنوعي سونتوکیو او ریاکتیفي سونتوکیو د تولید په تړاو خورا ارزښتمن دي . دا عنصر د کیهاني تخنیک په چارو کې د لوړ کیفیت درلودونکي غوړین توکي او ګریسو په برخه کې کارېږي.

روبیډیم کلوراید RbCl د مسو له کلوراید سره په ګډوله کې د تودوخې د ډېرو لوړو درجو (تر ۴۰۰ درجو پورې) په اندازه کولو کې کارېږي.

د روبیډیم براسونه په لایزرونو کې کارېږي. د روبیډیم کلوراید د سون په پیلونو (بېټریو) کې د الکترولیت په توګه کارېږي، همدا راز د روبیډیم هایډروکساید هم د سون په پیلونو کې د الکترولیت په توګه ډېر اغېزمن دی.

۳۸. سترونتیم

سترونتیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د پېنځمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۳۸ او سېمبول یې Sr دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Strontium**)، په انګلیسي کې (**Strontium**) او په روسي ژبه کې (**Стро́нций**) دی. سترونتیم یو ساده

توکی دی چې د ثبت د سي اې ایس (CAS) شمېره یې (۲-۲۴-۷۴۴۰) ده. دا یو نرم او د کرېدو وړتیا لرونکی الکلي خاورین فلز دی چې سپینو زرو ته ورته رنګ لري. کیمیایي فعالیت یې ډېر دی، په هوا کې ډېر ژر له لنده بل او اکسیجن سره تعامل کوي، او په زېړ نري اکسایډي قشر پوښل کیږي.

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

تاریخچه او د نامه ریښه یې

دا عنصر پر ۱۷۲۴ ز کال د سکاټلېنډ د «سترونشیان» په نامه یو کلي ته نږدې د سرپو په یو کان کې په سترونټیانیټ $SrCO_3$ مینرال کې کشف کړای شو، او نوي کشف شوي عنصر ته نوم هم له همدغه نامه څخه واخیستل شو. په دې مینرال کې د نوي فلز د اکسایډ شتون پر ۱۷۸۷ ز کال د انګلیسي کیمیاپوه «ویلیام کرویکشانک» (مړینه پر ۱۸۱۰، یا ۱۸۱۱ زکال) او سکاټلېنډي ډاکټر او کیمیاپوه «اډېر کراوفورډ» (۱۷۴۸-۱۷۹۵) له خوا مالوم کړای شو

. پر ۱۸۰۸ ز کال د انګلیسي کیمیاپوه او فیزیکپوه «همفري ډېوي» (۱۷۷۸-۱۸۲۹) له خوا په نرېډول بېل کړای شو.

په طبیعت کې د سترونتیم شتون

سترونتیم په نرېډول نه موندل کیږي. دا عنصر نږدې د ۴۰ مینرالونو په ترکیب کې شتون لري. له هغوی څخه تر ټولو ډېر مهم د سیلیستېین $SrSO_4$ مینرال دی چې په سلو کې **۵۱,۲** سلنه یې سترونتیم دی. همدا راز د سترونتیانیټ $SrCO_3$ مینرال چې **۲۴,۴** سلنه یې سترونتیم دی، هم رااېستل کیږي. دا دوه مینرالونه یې صنعتي ارزښت لري. سترونتیم زیاتره په بېلابېلو کلسیمي مینرالونو کې د یوې برخې په توګه شتون لري. پر نورو سربېره دا عنصر د دې لاندې مینرالونو یوه برخه جوړوي:

کیملیټ زیټ $SrAl_3(AsO_4)SO_4(OH)_6$، ستېنونیټ $Sr_2Al(CO_3)F_5$، سترونتیوډریسیریټ $SrAl_2(CO_3)_2(OH)_4 \bullet H_2O$ ، ګویازیټ $SrAl_3(PO_4)_2(OH)_5 \bullet H_2O$، ګوډکینیټ $Sr_2Al(PO_4)_2OH$، سوانبیرګیټ $SrAl_3(PO_4)SO_4(OH)_6$ ، سلوسونیټ $Sr(AlSiO_4)_2$، بریوستېیریټ $Sr(AlSi_3O_8)_2 \bullet 5H_2O$، فیرموریټ $Sr_5(AsO_4)_3F$، سترونتیوجینوریټ $Sr_2(B_{14}O_{23}) \bullet 8H_2O$، سترونتسیوهیلګرډیټ $Sr_2(B_5O_9)Cl \bullet H_2O$، لیوسونیټ $SrFe_3(PO_4)_2(OH)_5 \bullet H_2O$ ، سانتېفییټ $SrMn_2(VO_4)_2 \bullet 4H_2O$ ، بیلوویټ $Sr_5(PO_4)_3OH$ او هاراډایټ $SrV(Si_2O_7)$.

سترونتیم د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د فیزیکي خپرېدا د کچې له پلوه **۲۳** ځای لري، د کتلې برخه یې ۰,۰۱۴ سلنه ده (په لیتوسفیر کې **۰,۰۴۵** سلنه). د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د دې فلز کچه ۰,۰۰۲۹ سلنه ده. سترونتیم د سمندري اوبو په یو لیتر کې ۸ میلي ګرامه شتون لري.

سترونتیم د امریکا متحدو ایالتونو په کالیفورنیا، روسیه او ځینو نورو هېوادو کې موندل کېږي.

انځور: د سترونتیم د سیلیستین $SrSO_4$ مینرال چې په سلو کې **۵۱,۲** سلنه سترونتیم لري، تر ټولو مینرالونو یې ډېر مهم ګڼل کیږي

لاس ته راوړل یې

د سترونتیم د لاس ته راوړلو درې لارې شتون لري:

- د ده د ځینو مرکبونو تودوخیزه (ترمیکي) تجزیه.
- د الکترولیز پر مټ.
- د سترونتیم اکسایډ **SrO** یا سترونتیم کلورایډ $SrCl_2$ د چاڼلو له لارې.

په صنعتي ډول د فلزي سترونتیم د لاس ته راوړلو مهمه لاره د الومینیم پر مټ د ده د اکسایډ چاڼل دي . لاس ته راغلی سترونتیم تر دې وروسته د تصعید (سوبلیمېشن) عملیې پر مټ نږه کیږي.

د سترونتیم کلورایډ $SrCl_2$ او سوډیم کلورایډ NaCl له ویلي شوي مخلوط څخه د الکترولیز پر مټ د سترونتیم الکترولیتي لاس ته راوړلو پراختیا نه ده موندلې، ځکه چې د برېښنایي بهیر پر مټ لږ وزي او سترونتیم پر نورو مخلوطونو باندې ډېر چټل وي. د سترونتیم هایډرایډ یا سترونتیم نایټرایډ د تودوخیزې تجزیې پر مهال د سترونتیم وړه پوډري بڼه لاس ته راځي چې سستې او ر اخیستنې ته میل لري.

ایزوټوپونه یې

د سترونتیم فلز ۴ پایښت لرونکي طبیعي ایزوټوپونه لري چې هغه یو د ^{84}Sr ایزوټوپ دی چې په طبیعت کې یې ډېروالی ۰,۵۲ سلنه دی. دویم یې د ^{86}Sr ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې ۹,۸۲ سلنه دی. درېیم یې د ^{87}Sr ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې ۷,۰ سلنه دی، او څلورم یې د ^{88}Sr ایزوټوپ دی چې ډېروالی یې ۸۲,۵۸ سلنه دی.

د دې عنصر د نورو ۲۹ رادیواکتیفي ایزوټوپونو له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{90}Sr ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۲۸,۹ کاله دی. بل یې د ^{85}Sr ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۶۴,۸۳۵ ورځې دی. د نورو ټولو رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر ۵۵ ورځو لنډ دی، د ډېری هغو نیمایي عمر یې تر ۱۰۰ دقیقو هم لنډ دی.

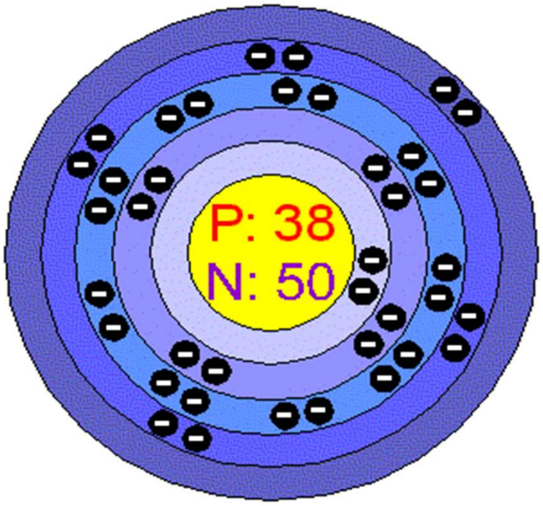
د سترونتیم-۸۹ ایزوټوپ چې نیمایي عمر یې ۵۰,۵۷ ورځې دی، او د سترونتیم-۹۰ ایزوټوپ مهم ایزوټوپونه ګڼل کیږي .د سترونتیم -۹۰ ایزوټوپ په طب او صنعت کې کاریږي. د دې عنصر د پېژندل شویو ایزوټوپونو د کتلو شمېرې له ۷۳ پیل او پر ۱۰۵ پای ته رسیږي.

د سترونتيم اتوم

د سترونتيم د اتوم هسته له ۳۸ پروتونونو او ۵۰ نيوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۳۸ الکترونونه شتون لري. 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 ځلورمه کې يې ۸، او په پېنځمه 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) ۸۸ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د سترونتيم اتومي کتله ۸۷,۶۲ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Kr]\ 5s^2$ سره ښودل کېږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۲۱۵ پ. م دی.



انځور: د سترونتيم د اتوم جوړښت

فیزیکي خواص یې

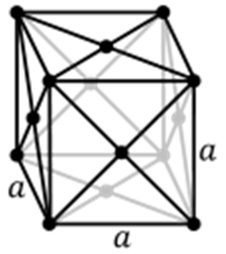
- د سترونتیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۲,۵۴** گرامه دی.
- د ویلي کېدو تودوخه یې د س. گ په شمېر **۷۷۷** درجې ده. (د ک په شمېر **۱۰۵۰** ده)
.
- د اېشېدو تودوخه یې د س. گ په شمېر **۱۳۷۷** درجې ده. (د ک په شمېر **۱۶۵۰** ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۹,۲۰** کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې **۱۴۴** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۶,۷۹** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې **۳۳,۷** س. م. م\موله دی.

سترونتیم نرم، سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی، د کړېدو راکړېدو وړتیا لري، پر چاکو په اسانۍ غوڅیږي.

سترونتیم څو بڼه ییز (پولي مورفیک) عنصر دی. د دې عنصر درې بڼې پېژندل شوې. د تودوخې تر **۲۱۵** س. گ درجو پورې پایدار مکعبي محوري سترونتیم دی چې الفا-سترونتیم (**α-Sr**) نومیږي. د تودوخې د **۲۱۵** او **۶۰۵** درجو تر منځ شپږڅنډیز (هیګزاګونال) سترونتیم دی چې بېټا-سترونتیم (**β-Sr**) نومیږي، او د تودوخې تر **۶۰۵** لوړو درجو کې یې بیا د مکعبي منځډک سېستم بڼې لرونکی سترونتیم دی چې ګاما-سترونتیم (**γ-Sr**) نومیږي.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د سترونتیم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي محوري سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې **۶,۰۸۰** انګسترومه دی.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې **۱۴۷** کیلوینه ده.



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

کيميايي خواص يې

- د سترونتيم کووالينسي نيم قطر ۱۹۱ پ م دی.
- د ايون نيم قطر يې (2e +) ۱۱۲ پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې **۰,۹۵** پاولينگه دی.
- الکترودي ځواک يې **۲,۸۹**- ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجه يې ۲ ده.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې **۵۴۹,۰** کيلوجوله\موله ده. يا په بل شمېر (**۵,۶۹**) الکترون ولټه ده.

سترونتيم په خپلو مرکبونو کې تل د اکسایډ جوړولو ۲+ درجه ښيي. دا عنصر د خواصو له پلوه کلسيم **Ca** او باريم **Ba** ته نږدې دی او د دوی تر منځ منځنۍ حالت لري.

د الکتروکيميايي ولټاژ په محدوده (ليکه) کې سترونتيم د تر ټولو ډېرو فعالو فلزونو له شمېر څخه دی. د ده عادي الکترودي ځواک له **۲,۸۹**-ولټه سره مساوي دی. له اوبو **H۲O** سره فعال تعامل کوي، سترونتيم هایډروکسایډ **Sr(OH)۲** جوړوي او هایډروجن **H۲** ازادوي، چې د کيميايي تعامل معادله يې دا ده:

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

سترونتیم له تېزابونو سره تعامل کوي، د هغوی له مالګو څخه درانه فلزونه وباسي . له ټینګو تېزابونو لکه سولفوریک اسید H_2SO_4 او نایټریک اسید HNO_3 سره کمزوری تعامل کوي.

فلزي سترونتیم په هوا کې ژر اکساید کیږي، زېړ بخون قشر جوړوي چې پر سترونتیم اکساید SrO سربېره تل پکې سترونتیم پراکساید SrO_2 او سترونتیم نایټرید Sr_3N_2 (ترای سترونتیم ډای نایټرید Sr_3N_2) هم شتون لري . د تودوخې ورکولو او تودولو پر مهال په هوا کې اور اخلي، د سترونتیم پوډري بڼه په هوا کې په خپل سر اور اخیستو ته میل لري.

له داسې نافلزونو سره کارنده تعامل کوي لکه سولفور S ، فاسفورس P او له هالوجیني عنصرونو سره. له هایډروجن H_2 سره تر ۲۰۰ س. ګ لوړو درجو کې او له نایټروجن N_2 سره تر ۴۰۰ س. ګ لوړو درجو تودوخه کې تعامل کوي. له الکلي فلزونو (الکلیو) سره تعامل نه کوي.

سترونتیم د تودوخې په لوړو درجو کې له کاربون ډای اکساید CO_2 سره تعامل کوي او سترونتیم کاربید SrC_2 جوړوي چې د تعامل معادله یې دا ده:

$$5Sr + 2CO_2 \rightarrow SrC_2 + 4SrO$$

د سترونتیم مالګې له انیونونو سره Cl^-, I^-, NO_3^- په اسانۍ حلیږي. له دې انیونونو سره مالګې $F^-, SO_4^{2-}, CO_3^{2-}, PO_4^{3-}$ یې لږ حلېدونکې دي.

کارونه يې

سترونتيم له مسو او د مسو له ځينو ګډوله فلزونو سره ګډيږي، د ښتريو لپاره د سرپو له ګډوله فلزونو سره ګډيږي، له چوون (چودن)، مسو او پولادو څخه د سولفور د لري کولو لپاره کاريږي.

په فلز ويلی کولو کې: د ۹۹,۹۹-۹۹,۹۹۹ نړه والي سترونتيم د يورانيمو **U** له مرکبونو څخه د دغه فلز د نړه کولو او رابېلولو لپار کاريږي.

مقناطيسي توکي: د سترونتيم کلک مقناطيسي وسپنکښونه د دايمي مقناطيسونو د توليد لپاره د توکيو په توګه کاريږي.

په اور زېږوونکيو توکيو (پيروتکنيک) کې: په اور زېږوونکيو توکيو کې د دې لپاره چې د اور لمبې ته ځيګري-سور رنګ ورکړي، د سترونتيم کاربوناټ، نايټراټ، پرکلوراټ کاريږي. د مګنيزيم-سترونتيم ګډوله فلز د اورلوبو لپاره د اور زېږوونکيو توکيو او ځيزونو په ترکيب کې کاريږي.

په اټومي انرژۍ کې: د سترونتيم يوراناټ **SrUO۴** د هايډروجن په لاس ته راوړلو کې ارزښتناک رول لوبوي (د سترونتيم-يورانيمي لړۍ، د امريکا متحد ايالتونه، لوس انجلس) په ترموکيميايي لارې سره (اټومي- هايډروجني انرژي). له هغه شمېر څخه يې په مرسته د سترونتيم يوراناټ په ترکيب کې په سيده ډول د يورانيمو **U** د هستو د تجزيې مېتودونه طرحه کيږي د دې لپاره چې په هايډروجن او اکسيجن باندې د اوبو د تجزيې پر مهال تودوخه لاس ته راشي.

د برېښنا په کيميايي سرچينو کې: د سترونتيم فلورايډ **SrF۲** د ځينو ډېرې برېښنا زېرمه کوونکيو ښتريو په جوړوونه کې کاريږي.

له قلعې **Sn** او سرپو **Pb** سره د سترونتيم ګډوله فلزونه هم د بېټريو د ځينو پرزو په جوړولو کې کارېږي . د سترونتيم - کاډميم ګډوله فلز د ګالواني پيلونو (ګالواني سلونونو) (**galvanic cell**) د انودونو لپاره کارېږي.

په طب کې: د سترونتيم د **۸۹** اتومي کتلې لرونکی ایزوټوپ چې نیمايي عمر يې **۵۰,۵۵** شواروزه دی، (د کلورايډ په بڼه) د پړسوب ضد وسيلې په توګه کارېږي.

۳۹. ايتريم

ايتريم د کيميايي عنصرونو د دوره يي جدول د پېنځمې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې **۳۹** او سېمبول يې **Y** دی. د دې عنصر نوم په لاتيني ژبه کې (**Yttrium**)، په انګليسي کې (**Yttrium**) او په روسي ژبه کې (**Йттрий**) دی. دا يو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره يې (**۵-۶۵-۷۴۴۰**) ده . ايتريم يو سپين او خړ رنګ لرونکی فلز دی.

انځور: ایتریم سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی کمپېښنه خاورین فلز دی

تاریخچه يې

پر ۱۷۹۴ ز کال فنلېنډي کیمیاپوه «یوهان ګاډولین» (۱۷۶۰-۱۸۵۲) له ایتربیټ (او سنی نوم يې ګاډولینیټ) مینرال څخه د عنصر اکسایډ بېل کړ او ده د ایتریم په نامه ونوماوه. دا نوم يې د سویډني (Ytterby) ایتربي اباد ځای له نامه څخه ورته غوره کړ چې د «ریساریو» په ټاپو کې موقعیت لري. د ایتربیټ مینرال همدغلته موندل شوی وو. پر ۱۸۴۳ ز کال سویډني ډاکتر او کیمیاپوه «کارل ګوستاف موساندر» (۱۷۹۷-۱۸۵۸) دا زباد کړه چې دا اکسایډ په اصل کې د ایتریم، ایربیم Er او تیربیم Tb د اکسایډونو یو مخلوط دی او له دغه مخلوط څخه يې ایتریم اکسایډ Y_2O_3 بېل کړ. فلزي ایتریم چې د ایربیم، تیربیم او نورو لانتانیډونو د اکسایډونو برخې ورسره ګډې وې، لومړی ځل پر ۱۸۲۸ ز کال د الماني کیمیاپوه «فریدریش ویوهلر» (۱۸۰۰-۱۸۸۲) له خوا لاس ته راغی.

په طبیعت کې د ایټریم شتون

ایټریم د لانتانیم **La** یو کیمیایي ملګری او ده ته ډېر نږدې دی. د ځمکې په پاسني کلک قشر کې یې کچه په یو ټن ۳۲ ګرامه ده. په بله وینا د کلارک شمېره یې ۳۲ ده. د سمندري او سمندرګیو اوبو په یو لیټر کې یې کچه ۰٫۰۰۰۳ میلي ګرامه ده. ایټریم نږدې ټل د مینرالي او عنصر لرونکیو ډبرو په ترکیب کې له لانتانیډونو سره یو ځای وي.

د دې عنصر تر ټولو ډېر لوی او مهم مینرالونه کسینوټیم YPO_4 او ګاډولینیټ $Y_2FeBe_2Si_2O_{10}$ دي. د پیدا کېدو لویې سیمې یې په چین، استرالیا، هند، برازیل، او مالیزیا کې دي.

لاس ته راوړل یې

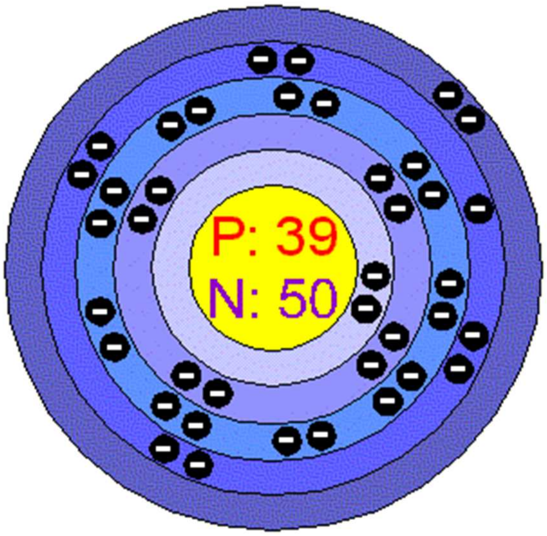
د ایټریم مرکبونه د ایکسټرېشن (**Extraction**) مېتود او د ایوني ادلون بدلون (تبادلې) له لارې له نورو کمپېښنه خاورینو فلزونو سره له ګډو مخلوطونو څخه لاس ته راځي. فلزي ایټریم د ایټریم له بې اوبو هالیډونو څخه د لیتیم **Li** یا کلسیم **Ca** پر مټ د چاڼلو او تر دې وروسته یو ځل بیا چاڼ پر مټ لاس ته راځي.

د ایټریم اتوم

د ایټریم د اتوم هسته له ۳۹ پروټونونو او ۵۰ نیوټرونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۳۹ الکترونونه شتون لري. 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 ۹، او په پینځمه 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) ۸۹ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د ايتريم اتومي کتله **۸۸,۹۰۵۸۵** اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې فورمول $[Kr]\ 4d^1\ 5s^2$ سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيمايي قطر يې ۱۷۸ پ. م دی.



انځور: د ايتريم د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

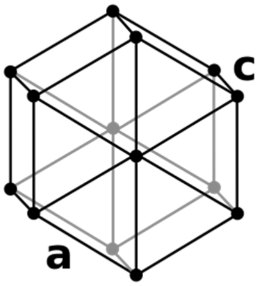
- د ايتريم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م کې **۴,۴۷** ګرامه دی.
- د ويلي کېدو تودوخه يې د س. ګ په شمېر **۱۵۲۲** درجې ده. (د ک په شمېر **۱۷۹۹** ده).
- د ايشېدو تودوخه يې د س. ګ په شمېر **۲۷۳۰** درجې ده. (د ک په شمېر **۳۲۰۳** ده).
- د ويلي کېدو تودوالی يې **۱۱,۵** کيلوجوله\موله دی.
- د براس تودوالی يې **۳۶۷** کيلوجوله\موله دی.

- د تودوالي مولي ظرفيت يې **۲۲٫۵۲** جوله\(کيلوين. موله) دی.
- مولي حجم يې **۱۹٫۸** س. م. م\موله دی.

ايتريم يو سپين بخون خړ فلز دی. دا عنصر په دوو بلوري بڼو (موديفېکشنونو) کې شتون لري چې يوه يې د الفا-ايتريم (**α-Y**) بڼه ده چې د بلوري جالۍ جوړښت يې شپږڅنډيز (هيگزاگونال) سېستم لري، **a=۳٫٦٤٧٤ Å; c=۵٫۷۳۰٦ Å;** ؛ فضايي گروپ (يا د بلور پېژندنې گروپ) يې دا **P٦۳/mmc** دی. دويمه يې د بېتا-ايتريم (**β-Y**) بڼه ده چې د جالۍ جوړښت يې مکعبي منځډک سېستم لري، **a=٤٫۰۸ Å; z=۲** ، فضايي گروپ يې **Im۳m** دی. له يوې نه بلې بڼې ته د تېرېدو **α↔β** تودوخه يې **۱۴۸۲** س. گ درجې ده.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د ايتريم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنډيز (هيگزاگونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې **a=۳٫٦٤۷ c=۵٫۷۳۱** انگسترومه دی.
- د ډيبای د تودوخې درجه يې ۲۸۰ کيلوينه ده.



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

کیمیایي خواص یې

- د ایتریم کووالینسي نیم قطر ۱۲۲ پ. م دی.
- د ایون نیم قطر یې ($3e^{+}$) ۸۹,۳ پ. م. دی.
- الکتروني منفیت یې ۱,۲۲ پاولینګه دی.
- الکترودي څواک یې صفر ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجه یې ۳ ده.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۲۱۵,۴ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۲,۳۸) الکترون ولټه ده.

ایتریم په هوا کې په کلک اکسایډي دفاعي قشر پوښل کیږي. د تودوخې په ۳۷۰-۴۲۵ س. ګ درجو کې د اکسایډ تت تور قشر جوړوي. شدت لرونکې اکسایډ جوړونه یې د تودوخې په ۷۵۰ س. ګ درجو کې پیلیږي. دا فلز د هوا په اکسیجن سره په اېشېدونکو اوبو کې اکسایډ جوړوي، له مینرالي تېزابونو او سرکې تېزابو (اسیټیک اسیډ CH_3COOH) سره تعامل کوي، له هایډروجن فلورایډ HF سره تعامل نه کوي. ایتریم د تودولو پر مهال له هالوجینونو، هایډروجن، نایټروجن، سولفور او فاسفورس سره تعامل کوي. ایتریم اکسایډ Y_2O_3 بازي خواص لري، د ایتریم هایډروکسایډ $Y(OH)_3$ بنسټ (باز) د ده څواب ویونکی دی.

ایزوټوپونه یې

طبیعي ایتریم له یو پایښت لرونکي ایزوټوپه جوړ دی او هغه د ^{89}Y ایزوټوپ دی. د دې عنصر ۲۲ نور رادیواکتیفي ایزوټوپونه هم پېژندل شوي چې د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{88}Y ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۰۲,۲ ورځې دی. بل یې د ^{91}Y ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۵۸,۵۱ ورځې دی. بل یې د ^{87}Y ایزوټوپ

دی چې نیمایي عمر یې ۷۹٫۸ ساعته، او بل یې هم د ^{90}Y ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۲۴ ساعته دی. د نورو ټولو ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر یوه شوا روزه لنډ دی.

کارونه یې

ایتریم یو داسې فلز دی چې یو لړ کمپښنه خواص لري، او دې خواصو تر ډېره بریده دا شونتیا برابره کړې چې نن ورځ له ده څخه په صنعت کې پر ډېره پراخه پیمانه کار اخیستل کیږي او احتمال لري چې پر راتلوکې به لا ډېره پراخه کارونه خپله کړي. د نږه ایتریم کلکوالی نږدې ۳۰۰ میگاپاسکاله (پر یو میلي متر مربع ۳۰ کیلوگرامه) دی. د فلزي ایتریم او د ده د یو شمېر گډوله فلزونو لپاره ډېر مهم کیفیت دا دی چې دی د یو کیمیایي فعال عنصر په توگه په هوا کې د اکسایډ او نایټریډ پر قشر پوښل کیږي او دا قشر دی د تودوخې تر ۱۰۰۰ س. گ درجو پورې له نور اکسایډ جوړولو څخه ساتي.

د اور مقاومت لرونکي توکي: د ایتریم اکسایډ Y_2O_3 د تودوخې لوړو درجو په وړاندې ډېر مقاومت لري، د تودوخې د درجې په لوړېدو سره نور هم کلکیږي (لوړترینه درجه له ۹۰۰ تر ۱۰۰۰)، د یو لړ ډېرو فعالو فلزونو د ویلي کولو لپاره کاریږي، له دې شمېر څخه پخپله د ایتریم هم. د ایتریم اکسایډ د یورانیمو U په تویښت (ریخته گری) کې ځانگړی رول لوبوي. د ایتریم اکسایډ د کارونې یوه له ډېرو مهمو ځانگو څخه د لوړې تودوخې په وړاندې د مقاومت لرونکي توکي په توگه د اوږدمهاله او باکیفیته پولادو تویښت (ریخته گری) دستگاوو جوړول دي، له اوبلنو (ویلي شویو) پولادو سره په تماس کې د ایتریم اکسایډ کارونه مهمه ده. یوازیني هغه نامتو، تر ټولو ډېر کلک او مقاومت لرونکی توکی ایتریم اکسایډ له اوبلنو پولادو سره په تماس کې وړتیا لرونکی توکی سکانډیم اکسایډ Sc_2O_3 دی خو ډېر قیمت دی.

د ایتریم گډوله فلزونه: د ایتریم د گډوله فلزونو د کارونې لویې راتلونکې ځانگې هوایي- کیهاني صنعت، اټومي تخنیک او د موټر جوړولو صنعت دی. ډېره مهمه دا ده چې ایتریم

او د ده ځينې ګډوله فلزونه له ويلي شويو يورانيمو U او پلوتونيمو Pu سره تعامل نه کوي او دا کار د دې شونتيا ورکوي چې دوی په اټومي ګازي فاز توغنديز انجن کې وکارول شي

۴۰. زيرکونيم

زيرکونيم د کيميايي عنصرونو د دوره يي جدول د پينځمې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې ۴۰ او سېمبول يې **Zr** دی. د دې عنصر نوم په لاتيني ژبه کې (**Zirconium**)، په انګليسي کې (**Zirconium**) او په روسي ژبه کې (**Цирко́ний**) دی. دا يو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره يې (۷-۶۷-۷۴۴۰) ده. دا يو ځلاند سپينو زرو ته ورته او خړ وزمه رنګ لرونکی فلز دی. د کږېدو راکږېدو لوړ تاب لري، او د زنګ وهلو په وړاندې مقاومت لري.

انځور: زيرکونيم سپينو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی

تاریخچه او د نامه ریښه یې

زیرکونیم لومړی ځل پر ۱۷۸۹ ز کال الماني کیمیاپوه «مارتین هاینریش کلاپروت» (۱۷۴۳-۱۸۱۷) د زیرکونیم ډای اکسایډ ZrO_2 په بڼه د زیرکون $ZrSiO_4$ مینرال د تجزیې او شننې په پایله کې له دې مینرال څخه بېل کړ.

زیرکونیم لومړی ځل په نره ډول پر ۱۸۲۴ ز کال د سویډني کیمیاپوه «یونس یاکوب برسیلیوس» (۱۷۷۹-۱۸۴۸) له خوا بېل کړای شو. نره او له هر ډول مخلوطونو څخه پاک زیرکونیم یوازې د ۲۰ پېړۍ په پیل کې ترلاسه شو.

پخپله د زیرکونیم نومونې ریښه نامالومه ده. ښایي چې دا کلمه د عربي ژبې له «zarkûn» څخه اخیستل شوې وي چې د سینابر HgS «Cinnabar» مینرال مانا لري او د پارسي ژبې له (zargun) (زرین رنګ، طلايي رنګ) څخه اخیستل شوې ده.

په طبیعت کې د زیرکونیم شتون

د زیرکونیم مرکبونو په لیتوسفیر کې پراختیا موندلې. د بېلابېلو مالوماتو پر بنسټ د زیرکونیم کلارک په یو ټن کې له ۱۷۰ څخه تر ۲۵۰ گرامو ده. د سمندرونو او سمندرگیو د اوبو په یو لیتر کې یې کچه 10.5^{-5} ($5 \cdot 10^{-5}$) میلي گرامه ده. زیرکونیم یو لیتوفیل عنصر دی. په طبیعت کې له اکسیجن سره د ده مرکبونه د اکسایډونو او سیلیکاټونو په ډول پېژندل شوي دي. له دې سره سره چې دی یو تیت شوی عنصر دی، داسې نږدې ۴۰ مینرالونه شته چې دا عنصر پکې د اکسایډونو یا مالگو په بڼه شتون لري. په طبیعت کې یې د زیرکون (ZrO_2 % ٦٧,١) ($ZrSiO_4$)، باډیلیټ (ZrO_2) او بېلابېل پېچلي مینرالونه لکه اوډیالیټ $(Na, Ca)_5(Zr, Fe, Mn)[O,OH,Cl][Si_6O_{17}]$ او داسې نور شتون لري. په ځمکه کې د پیدا کېدو په ټولو ځایونو کې له زیرکونیم سره هافنیم Hf

ملگری وي. د هافنیم کیمیایي عنصر اتوم د زیرکونیم اتوم ته ایزومورفي ورته والی لري او له همدې لامله د زیرکونیم **Zr** په مینرالونو کې شتون لري.

زیرکون د زیرکونیم تر ټولو ډېر خپور شوی مینرال دی. دی په ټولو دې ته ورته غرنیو ډبرو کې موندل کیږي، په تېره بیا په ګرانیټو او سینیټو کې. د امریکا متحدو ایالتونو په شمالي کارولینا ایالت کې په پیګماټیټ غرنۍ ډبره کې د زیرکونیم داسې بلورونه موندل شوي چې اوږدوالی یې څو سانتي متره دی. همدا راز په مدغاسکر هېواد کې یې داسې بلورونه موندل شوي چې وزنونه یې په کیلوګرامونو دي.

باډیلیټ پر **۱۸۹۲** ز کال د «یوساک» کمون له خوا په برازیل کې موندل شوی وو. د پیدا کېدو لوی ځایونه یې د برازیل په «پوسو- دي- کالډس» په سیمه کې دي. هلته د باډیلیټ یو داسې ګټ (ستره ډبره) موندل شوی چې وزن یې نږدې **۳۰** ټنه دی. باډیلیټ د اوبو په بهیر او د پاڼونو په اوږدو کې د (**Alluvium**) د ډبرې په ډول موندل کیږي چې قطر یې تر **۷,۵** (اوه نیم) میلي متره وي چې د «فاوس» په نامه نامتو ده. فاوس زیاتره په خپل ترکیب کې څه د پاسه **۹۰** سلنه زیرکونیم ډای اکسایډ **ZrO_2** لري.

انځور: زیرکونیم ډای اکسایډ **ZrO_2** د زیرکونیم دوه ګونی مرکب دی چې سپین پوډر ته ورته بڼه لري، په طبیعت کې د باډیلیټ مینرال په بڼه شتون لري خو په صنعت کې د

زیرکونیم سولفاټ یا زیرکونیم کلورایډ په اور باندې پخولو (سورکولو) پر مټ لاس ته راځي

کانونه يې

د زیرکونیم تر ټولو ډېر لوی کانونه د امریکا متحدو ایالتونو، استرالیا، برازیل، هند، د سویلي افریقا جمهوریت او ځینو نورو هېوادو په خاورو کې دي. روسیه د زیرکونیم د نړیوالو زېرمو ۱۰ سلنه لري، چې تر استرالیا او سویلي افریقا جمهوریت وروسته د زیرکونیم د زېرمې له پلوه په نړۍ کې درېیم هېواد دی.

لاس ته راوړل يې

په صنعت کې د زیرکونیم د لاس ته راوړلو لومړۍ او د پیل توکی زیرکونیمي ټینګتوکی (zirconium concentrate) دي چې د زیرکونیم ډای اکسایډ ZrO_2 کچه یې له ۲۰ تر ۷۵ سلنې کمه نه وي او د زیرکونیمي کاني ډبرو د غني کولو پر مټ لاس ته راځي.

د فلزي زیرکونیم د لاس ته راوړلوبنسټیز مېتودونه کلورایډي، فلورایډي او الکلي بهیرونه دي.

کلورایډي بهیر یې د تصعید (سوبلیمېشن) عملیې پر مټ الوتونکي زیرکونیم تیتراکلورایډ $ZrCl_4$ ته د زیرکونیم تېرول دي (اړول دي)، چې د تصعید کولو تودوخه یې د س.ګ په شمېر ۳۳۱ درجې ده. وروسته بیا نږه کېږي او ورپسې د مګنیزیم پر مټ په زیرکونیمي اسفنج بدلیږي. د ټینګتوکي (کونسنترات) د کلوریني کولو یا کلورین ورکولو دوه څپله (وریانته) کارېږي: یو یې له کوک سره د زیرکونیمي ټینګتوکي د مخلوط سیده کلوریني کول دي چې د تودوخې په ۹۰۰ - ۱۰۰۰ س.ګ درجو کې کلوریني کیږي، او دویم یې د تودوخې په ۴۰۰-۹۰۰ س.ګ درجو کې له کوک سره د زیرکونیم د

کاربونایټرایډونو او کاربیډونو د مخلوط د مخکې له مخکې (په مقدماتي ډول) لاس ته راغلي ټینګتوکي کلوریني کول دي چې معادلې یې دا دي:

$$ZrO_2 + 2C + 2Cl_2 \rightarrow ZrCl_4 + 2CO$$

$$ZrCl_4 + 2Mg \rightarrow Zr + 2MgCl_2$$

په فلورایډي مېتود کې په لومړي پړاو کې زیرکونیمي ټینګتوکي ته له پوتاسیم هیګزا فلوروسیلیکاټ **K_2SiF_6** سره یو ځای ۶۰۰-۷۰۰ س. ګ درجې تودوخه ورکول کېږي:

$$ZrO_2 + K_2[SiF_6] \rightarrow K_2[ZrF_6] + SiO_2$$

د پاسني تعامل په پایله کې جوړ شوی پوتاسیم هیګزافلوروزیرکوناټ **K_2ZrF_6** په سرو (ډېرو تودو) اوبو پرې مینځل کېږي او د (**fractional crystallization**) پر مټ د هیګزافلورهافناټ **K_2HfF_6** له مخلوط څخه پاکېږي. تر دې وروسته د پوتاسیم هیګزا فلورو زیرکوناټ او د پوتاسیم او سوډیم کلورایډونو د ویلي شوي مخلوط له الکترولیز څخه فلزي زیرکونیم لاس ته راځي.

د فلزي زیرکونیم د لاس ته راوړلو دربیمه لار یانې الکلي بهیر په تخنیکي ډول د نره زیرکونیم ډای اکسایډ **ZrO_2** د لاس ته راوړلو مېتود دی چې فلزي زیرکونیم ورڅخه په کلورایډي یا فلورایډي مېتود سره تر لاسه کېدای شي. په دې بهیر کې له سوډیم هایډروکسایډ سره یو ځای ټینګتوکي (کونسنترات) ته په ۶۰۰-۶۵۰ س. ګ درجو تودوخې ورکولو، سوډیم کاربوناټ **Na_2CO_3** ته په ۹۰۰-۱۱۰۰ درجو تودوخې ورکولو، یا د کلسیم کاربوناټ او کلسیم کلورایډ له مخلوط سره په ۱۰۰۰-۱۳۰۰ درجو تودوخې سره زیرکونیم په محلولي بڼه بدلیږي. تر دې وروسته جوړ شوی سوډیم زیرکوناټ **Na_2ZrO_3** یا کلسیم زیرکوناټ **$CaZrO_3$** په مالګې تېزابو **HCl** یا سولفوریک اسیډ **H_2SO_4** باندې مینځل کېږي:

$$Na_2ZrO_3 + 4HCl \rightarrow ZrOCl_2 + 2NaCl + 2H_2O$$

$$CaZrO_3 + H_2SO_4 \rightarrow ZrO(HSO_4)_2 + H_2O$$

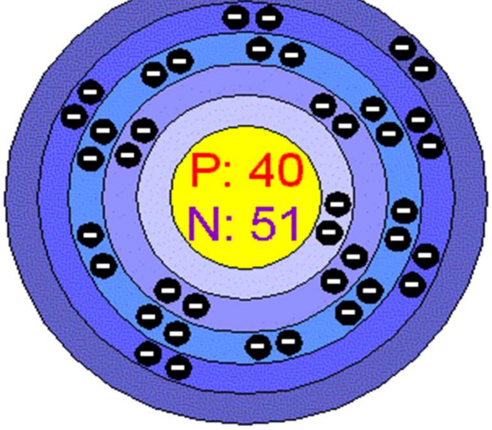
تر دې وروسته د زیرکونیل کلوراید یا زیرکونیل سولفاټ د اوبو محلولونه چاڼل او هایډرولیز کیږي، د زیرکونیم (IV) هایډروکساید $ZrO(OH)_2$ ختېښل ته تودوخه ورکول کیږي، سور کیږي او تخنیکي زیرکونیم ډای اکساید ZrO_2 ترې لاس ته راځي.

د زیرکونیم اتوم

د زیرکونیم د اتوم هسته له ۴۰ پروتونونو او ۵۱ نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۴۰ 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 دریېمه کې یې ۱۸، په څلورمه کې یې ۱۰، 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) ۹۱ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د زیرکونیم اتومي کتله ۹۱,۲۲۴ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[Kr]\ 4d^2\ 5s^2$ سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیمایي قطر یې ۱۲۰ پ. م دی.



انځور: د زيرکونيم د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

- د زيرکونيم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې **۶,۵۰۲** گرامه دی.
- د ويلي کېدو تودوخه يې د س. گ په شمېر **۱۸۵۵** درجې ده. (د ک په شمېر **۲۱۲۸** ده).
- د اېشېدو تودوخه يې د س. گ په شمېر **۴۳۷۷** درجې ده. (د ک په شمېر **۴۶۵۰** ده).
- د ويلي کېدو تودوالی يې **۱۹,۲** کيلوجوله\موله دی.
- د براس تودوالی يې **۵۶۷** کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې **۲۵,۳** جوله\(کيلوين. موله) دی.
- مولي حجم يې **۱۴,۱** س. م. م \موله دی.

زيرکونيم ځلاند سپينو زرو ته ورته خړ وزمه رنگ لرونکی فلز دی. دا عنصر په دوو بلوري بڼو کې شتون لري:

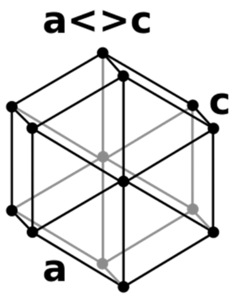
- یوه یې د الفا -زیرکونیم (α-Zr) بڼه ده چې د بلوري جالۍ جوړښت یې شپږخنډیز (هیګزاګونال) سېستم لري؛ د جالۍ پارامترونه یې a = ۳,۲۳۱ Å; c = ۵,۱۴۶ Å; z = ۲ انګسترومه دي؛ فضايي ګروپ یې P۶۳/mmc دی.
- دویمه یې د بېتا -زیرکونیم (β-Zr) بڼه ده چې د بلوري جالۍ جوړښت یې مکعبي منځډک سېستم لري؛ د جالۍ پارامترونه یې a = ۳,۶۱ Å; z = ۲ انګسترومه دي؛ فضايي ګروپ یې Im۳m دی. د الفا او بېتا بڼو تر منځ د تېرېدنې $\alpha\leftrightarrow\beta$ تودوخه یې ۸۶۳ س.ګ درجې ده.

د الفا - زیرکونیم کثافت د تودوخې په ۲۰ س.ګ درجو کې په یو س.م.م کې ۶,۵۱۰۷ ګرامه دی. د ویلي کېدو تودوخه یې ۱۸۵۵ س.ګ درجې ده. د ایشېدو تودوخه یې ۴۳۷۷ س.ګ درجې ده.

زیرکونیم پارامقناطیسي دی (مقناطیسي کیږي). ځانګړې مقناطیسي محسوسوالی یې د تودوخې ورکولو پر مهال لوړیږي او د س.ګ په ۷۳- درجو کې له ۱,۲۸۰۱۰-۶ سره مساوي دی. د تودوخې په ۳۲۷ س.ګ درجو کې له ۱,۴۱۰۱۰-۶ سره مساوي دی. نرم زیرکونیم د کړولو راکړولو وړتیا لري، په تاوده او ساړه ډول د ځټک وهلو تاب لري. که چېرې په زیرکونیم کې په کومه کچه اکسیجن، نایټروجن، هایډروجن او کاربون شتون ولري، یا له زیرکونیم سره د دغو عنصرونو مرکبونه شتون ولري، نو زیرکونیم نازک کوي یانې د ژر ماتېدو خاصیت خپلوي.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د زیرکونیم د بلوري جالۍ جوړښت شپږخنډیز (هیګزاګونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې a=۳,۲۳۱ c=۵,۱۴۸ انګسترومه دی.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې ۲۹۱ کیلوینه ده.



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

کیمیایي خواص یې

- د زیرکونیم کوو الینسي نیم قطر **۱۴۵** پ. م دی.
- د ایون نیم قطر یې ($+4e$) **۷۹** پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې **۱,۳۳** پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک یې صفر ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۰ ،۱+، ۲+، **۳**+، **۴**+ دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې **۲۵۹,۷** کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (**۲,۸۴**) الکترون ولټه ده.

د زیرکونیم د اتوم بهرنی الکتروني وېش داسې $4d^2 5s^2$ دی. د اکسایډ جوړولو درجه یې **۴**+ ده. د اکسایډ جوړولو تر دې ټیټې درجې یې لکه ۲+ او ۳+ یوازې له کلورینو، برومینو او ایوډینو سره د ده په مرکبونو پورې اړه لري.

زیرکونیم د تودوخې په ۲۰۰-۴۰۰ س. ګ درجو کې ورو ورو پر اکسایډ جوړولو پیل کوي، د زیرکونیم ډای اکسایډ ZrO_2 په قشر پوښل کیږي. د تودوخې تر ۸۰۰ لوړو س. ګ درجو کې د هوا له اکسیجن سره کارنده تعامل کوي. د دې فلز وړه پوډري بڼه د تودوخې په عادي درجو کې کولای شي چې په خپل سر اور واخلي. زیرکونیم د تودوخې په **۳۰۰** س. ګ درجو

کې په کارنده توگه د هایډروجن په جذبولو پیل کوي، جامد محلول او د زیرکونیم دا ZrH ، ZrH_2 هایډریډونه جوړوي. په سرپټه خالیگاه کې ترې هایډریډونه جلاکیږي او ټول هایډروجن کېدای شي چې له فلز څخه لرې شي. دا عنصر په ۷۰۰-۸۰۰ س. گ درجو تودوخه کې له نایټروجن سره زیرکونیم نایټریډ ZrN جوړوي. له کاربون سره تر ۹۰۰ س. گ لوړو درجو تودوخه کې تعامل کوي او زیرکونیم کاربیډ ZrC جوړوي. زیرکونیم کاربیډ ZrC او زیرکونیم نایټریډ ZrN په سختۍ ویلې کېدونکي جامد مرکبونه دي. زیرکونیم کاربیډ د زیرکونیم تیټراکلوراید $ZrCl_4$ د لاس ته راوړلو لپاره نیمه توکی دی. دا فلز له فلورینو F_2 سره د تودوخې په عادي درجو کې تعامل کوي، خو له کلورینو Cl_2 ، برومینو Br_2 او ایوډینو I_2 سره تر ۲۰۰ لوړو س.گ درجو تودوخه کې تعامل کوي او لوړ هالیډونه $ZrHal_4$ جوړوي (چې Hal پکې هالوجین دی).

دا فلز د تودوخې تر ۳۰۰ س.گ درجو پورې په اوبو H_2O او د اوبو په بړاسونو کې پایدار دی، د تودوخې په لوړو درجو (تخمینن له ۷۰۰ س. گ درجو څخه نیولې) کې پارا زیرکونیمي تودوخه ازادوونکی تعامل پیلیږي:

$$Zr + 2H_2O = ZrO_2 + 2H_2,$$

چې د اوبو تودوخه لرونکیو\یا ورو کوونکیو اټومي بټیو کې په ویجاړوونکیو پېښو کې ډېر ارزښت لري.

زیرکونیم له هایډروکلوریک اسیډ HCl او سولفوریک اسیډ H_2SO_4 (تر ۵۰ سلنې) او همدا راز د الکلیو له محلولونو سره تعامل نه کوي. له نایټریک اسیډ HNO_3 او سلطاني تېزابو HCl ۳ + HNO_3 سره د تودوخې تر ۱۰۰ پورته س. گ درجو کې تعامل کوي. په هایډروفلوریک اسیډ HF او ټینگ سره شوي (ډېر تود شوي) سولفوریک اسیډ H_2SO_4 کې حلیږي.

ایزوټوپونه یې

طبیعي زیرکونیم له ۴ پایښت لرونکیو ایزوټوپونو جوړ دی چې هغه د ^{90}Zr ، ^{91}Zr ، ^{92}Zr او ^{94}Zr ایزوټوپونه دي. یو بل یاني د زیرکونیم-۹۶ رادیواکتیفي ایزوټوپ یې د ډېر اوږده عمر لرونکی دی چې نیمایي عمر یې ۲۰ × ۱۰^۱۸ کاله دی. نور ۲۷ رادیواکتیفي ایزوټوپونه یې هم پېژندل شوي چې د دوی له شمېر څخه یې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د زیرکونیم-۹۳ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱٫۵۳ میلیونه کاله دی. بل یې د زیرکونیم- ۹۵ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۶۴٫۰۲ ورځې دی. بل یې د زیرکونیم-۸۸ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۶۳٫۴ ورځې دی، او بل یې هم د زیرکونیم-۸۹ ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۷۸٫۴۱ ساعته دی. د نورو ټولو ایزوټوپونو نیمایي عمر یې تر یو شوارورزه لنډ دی. د دې عنصر د ایزوټوپونو د کتلو شمېرې له ۷۸ څخه پیل او پر ۱۱۰ پای ته رسیږي.

د زیرکونیم او د ده د مرکبونو کارونه

زیرکونیم په صنعت کې د ۲۰ پېړۍ له ډېرشمو کلونو راهیسې کاریږي. لکه څنګه چې دا فلز ډېر قیمت دی نو کارونه یې هم محدوده ده.

په روسیه کې د زیرکونیم د تولید یوازینۍ موسسه د روسیې د «اودمورتیا» جمهوریت د «چېپېڅک» میخانیکي کارخانه ده. زیرکونیم همدا راز د اوکراین په «دنېپرادېرژینسک» ښار کې هم تولیدیږي.

فلزي زیرکونیم او د ده ګډوله فلزونه: زیرکونیم د تودوخیزو نیوترونونو ډېره لږ مقطع او د ویلي کېدو لوړه درجه لري. له همدې لامله فلزي زیرکونیم چې هافنیم Hf په خپل ترکیب کې ونه لري او د ده ګډوله فلزونه په اټومي انرجۍ کې د تودوخه ورکوونکیو بالټیو (یا ښایي چې بېټریو) او د اټومي بټیو د نورو پرزو په جوړولو کې کاریږي.

په پیروتکنیک کې: زیرکونیم د هوا په اکسیجن کې د اور اخیستو ډېره ښه وړتیا لري. د په خپل سر اور اخیستو تودوخه یې ۲۵۰ س.گ درجې ده چې لوګی نه کوي او ډېره چټکتیا لري. د اور اخیستو پر مهال یې تودوخه تر ۴۲۵۰ درجو پورې رسیږي چې د فلزونو له شمېر څخه یې تر ټولو ډېره لوړه درجه ګڼل کیږي . د تودوخې د ډېرې لوړې درجې پر مټ جوړېدونکی زیرکونیم ډای اکسایډ ZrO_2 ډېره رڼا کوي چې له همدې لامله په پیروتکنیک کې کارېږي او د پیروتکنیک سامان بیا په اورلوبو کې، د رڼا د کیمیایي سرچینو په تولید کې چې د انسان د ژوند په بېلابېلو برخو کې (لکه پانوس، فیشینګونه، رڼایي بمونه) او نورو په تولید کې ترې کار اخیستل کیږي.

په طب کې: زیرکونیم د بیولوجیکي چاپیریالونو د اغېز په وړاندې لوړ مقاومت لري، تر دې چې ان تر ټیټانیم **Ti** یې هم مقاومت زیات دی او ډېر ښه (**Biocompatibility**) لري چې له همدې لامله د مصنوعي هډوکیو، بندونو، غاښونو او همدا راز د جراحۍ سامان په جوړولو کې ترې کار اخیستل کیږي.

په کورني سامان کې: زیرکونیم د بېلابېلو لوښیو په جوړولو کې کارېږي، داسې لوښي چې د لوړ کیمیایي مقاومت له برکته ډېر ښه صحي خواص لري.

۴۱. نیوبیم

نیوبیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د پېنځمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۴۱ او سېمبول یې **Nb** دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (**Niobium**)، په انګلیسي کې (**Niobium**) او په روسي ژبه کې (**Нио́бий**) دی. نیوبیم یو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره یې (۱-۰۳-۷۴۴۰) ده. دا یو ځلاند سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی.

انځور : نیوبیم یو ځلاند سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی فلز دی چې په شین وزمه اکسایډي قشر پوښل کیږي

تاریخچه یې

نیوبیم پر ۱۸۰۱ ز کال د انګلیسي پوهاند «چارلز هاټچیټ» (۱۷۶۵-۱۸۴۷) له خوا په کولومبیټ $Fe^{2+}Nb_2O_6$ مینرال کې کشف شوی دی. د کولومبیټ مینرال د کولمبیا سیند په حوزه کې موندل شوی وو ځکه خو د کولومبیټ نوم پرې اېښودل شوی.

پر ۱۸۴۴ ز کال الماني کیمیاپوه «هاینریش روسه» (۱۷۹۵-۱۸۶۴) د عنصر نوم بدل کړ او په نیوبیم یې ونوماوه. دا نوم یې ورته د لرغوني یونان په اسطورو کې د پاچا «ټانټالوس» د لور «نیوبه» په ویاړ ورکړ او په دې ډول یې بل کیمیایي عنصر ټېنټالیم **Ta** ته د دې عنصر ورته والی وښود. خو په ځینو هېوادو لکه امریکا متحدو ایالتونو او انګلستان کې اوږده موده د عنصر پخوانی نوم «کولمبیم» ساتل شوی وو او یوازې پر ۱۹۵۰ ز کال د تیوریکي

او عملي کیمیا د نړیوالې ټولنې «ایوپاک» (IUPAC) له پرېکړې سره سم عنصر ته د نیوبیم نوم ورکړ شو.

نړه نیوبیم لومړی ځل د ۱۹ پېړۍ په پای کې پرانسي کیمیاپوه «فیردیناند فریدیریک هنري مواسان» (۱۸۵۲-۱۹۰۷) په بربښنايي تودنۍ کې د کاربون C پر مټ د نیوبیم اکسایډ د چاڼ له لارې په الکتروترمیکي ډول تر لاسه کړ.

په طبیعت کې د نیوبیم شتون

د نیوبیم کلارک په یو ټن کې ۱۸ گرامه دی. د اولترامافیک (Ultramafic) غرنیو ډبرو (د نیوبیم کچه پکې په یو ټن کې ۰،۲ گرامه ده) څخه د تروو ډبرو (د نیوبیم کچه پکې په یو ټن کې ۲۴ گرامه ده) پر لور د نیوبیم کچه هم ډېرېږي. د نیوبیم او ټېنټالیم Ta یو بل ته نږدې کیمیايي خواص دا را په گوته کوي چې دوی دواړه په یو ډول مینرالونو کې شتون لري او په گډو جیولوجیکي بهیرونو کې گډون لري. نیوبیم کولای شي چې په یو لړ ټیټانیم لرونکیو مینرالونو لکه ټیټانیټ $CaTiSiO_5$ ، الانیټ $(Ce,Ca,Y,La)_2(Al,Fe^{+3})_3(SiO_4)_3(OH)$ ، پیرووسکیټ $CaTiO_3$ او بیوټیټ $K(Mg, Fe)_3[Si_3AlO_{10}]\ [OH, F]_2$ کې د ټیټانیم Ti ځای ونیسي. په طبیعت کې د نیوبیم د شتون بڼه بېلابېله ده، کېدای شي چې په تیته بڼه وي، یانې په (Igneous rock) ډبرو او مینرالي ډبرو کې. په ټوله کې څه د پاسه ۱۰۰ داسې مینرالونه پېژندل شوي چې د نیوبیم عنصر په خپل ترکیب کې لري. له دې شمېر څخه یې یوازې ځینې ځینې په صنعت کې کارېږي لکه کولومبیټ - ټیټانیټ $(Fe, Mn)(Nb, Ta)_2O_6$، پیروکلور $(Na, Ca, TR, U)_2(Nb, Ta, Ti)_2O_6(OH, F)$ (Nb_2O_5 ۰ — ۶۳ %) ، لوپاریټ $(Na, Ca, Ce)(Ti, Nb)O_3$ (($Nb, Ta)_2O_5$ ۸ — ۱۰ %)، کله کله اوکسینیټ $(Y,Ca,Ce,U,Th)(Nb,Ta,Ti)_2O_6$، تورولیټ $SnTa_2O_6$، ایلمینوروټیل $(Ti,Nb,Fe^{3+})O_2$ ، همدا راز هغه مینرالونه چې نیوبیم پکې په ډېره لږه کچه شتون لري

لکه ایلمینیټ $FeTiO_3$ ، کاسیټېریټ SnO_2 ، ولفرامیټ $(Fe,Mn)WO_4$ هم کارېږي . د سمندرونو او سمندرګیو د اوبو په یو لیتر کې د نیوبیم کچه 10^{-10} میلي ګرامه ده.

د نیوبیم د پیدا کېدو سیمې په استرالیا ، برازیل، کاناډا ، کانګو ، موزمبیق، نایجریا ، رواندا ، امریکا متحدو ایالتونو ، جاپان، او روسیه کې دي.

لاس ته راوړل یې

د نیوبیم لرونکې غرنۍ ډبرې زیاتره مجموعي دي او له فلز څخه شتمنې نه دي . غرنۍ ډبرې یې د نیوبیم پینتاکسایډ Nb_2O_5 لري . پیروکلوري ډبرې یې ۳۷ سلنه، لوپاریټې (د لوپاریټ) یې ۸ سلنه، کولومبیټې یې له ۳۰ تر ۶۰ سلنو نیوبیم پینتاکسایډ Nb_2O_5 لري . د دوی ډېره برخه د الیوموترمیک یا سیلیکاترمیک طریقې سره د (**Ferroniobium**) پر بنسټ چاڼل کېږي . فلزي نیوبیم له غرنیو نیوبیم لرونکیو ډبرو څخه په پېچلي تخنیک سره په لاندې دریو پړاوونو تر لاسه کېږي:

۱ . د نیوبییم لرونکیو ډبرو پرانیستل (ماتول) ، ۲ . د نیوبیم او ټېنټالیم **Ta** له یو بل څخه بېلول او د دوی د نړه کیمیایي مرکبونو لاس ته راوړل . ۳ . د فلزي نیوبیم او د ده د ګډوله فلزونو چاڼل . د نیوبیم د بنسټیز صنعتي تولید مېتودونه الومینوترمیک، سوډیم ترمیک، کاربوترمیک : لومړی د نیوبیم پینتاکسایډ Nb_2O_5 له مخلوط او اورغۍ (دودې) څخه د تودوخې په ۱۸۰۰ س . ګ درجو کې د هایډروجن په اتموسفیر کې کاربیډ لاس ته راوړل کېږي . تر دې وروسته د تودوخې په ۱۸۰۰-۱۹۰۰ س . ګ درجو کې د کاربیډ او نیوبیم پینتاکسایډ Nb_2O_5 له مخلوط څخه په سربنده خالیګاه کې د نیوبیم فلز لاس ته راځي . د نیوبیم ګډوله فلز د لاس ته راوړلو لپاره همدغه مخلوط ته د ګډو فلزونو (هغه فلزونه چې د کیفیت د ښه کېدو په خاطر نور فلزونه ورسره یو ځای ویلي شوي وي) اکسایډونه وراضافه کېږي . د بل ځېل له مخې نیوبیم د تودوخې په لوړو درجو کې، په سرپټې خالیګاه کې، له نیوبیم پینتاکسایډ Nb_2O_5 څخه د اورغۍ (دودې) پر مټ لاس ته

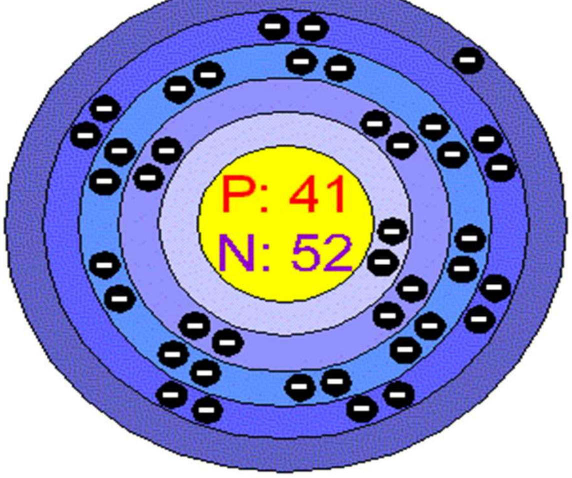
راوړل کیږي . سوډیم ترمیکي مېتود یې د سوډیم پر مټ له پوتاسیم هیپتافلورونیوبات K_2NbF_7 څخه د نیوبیم بېلول دي . الومینوترمیک مېتود یې له نیوبیم پینتاکسایډ Nb_2O_5 څخه د الومینیم پر مټ د نیوبیم بېلول دي.

د نیوبیم اتوم

د نیوبیم د اتوم هسته له ۴۱ پروتونونو او ۵۲ نیوترونونو جوړه ده . د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې ۴۱ 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 ۱۲، 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) ۹۳ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د نیوبیم اتومي کتله ۹۲,۹۰۶۳۸ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې فورمول $[Kr]\ 4d^4\ 5s^1$ سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیم قطر یې ۱۴۶ پ. م دی.



انځور: د نیوبیم د اتوم جوړښت

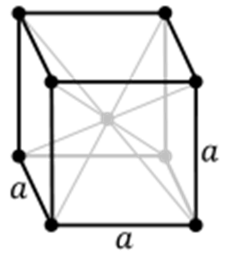
فیزیکي خواص یې

- د نیوبیم کثافت په عادي شرایطو کې په یو س. م. م کې **۸,۵۷** گرامه دی.
- د ویلي کېدو تودوخه یې د س. گ. په شمېر **۲۴۲۸** درجې ده. (د ک په شمېر **۲۷۴۱** ده).
- د ایشېدو تودوخه یې د س. گ په شمېر **۴۷۴۲** درجې ده. (د ک په شمېر **۵۰۱۵** ده).
- د ویلي کېدو تودوالی یې **۲۶,۸** کیلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی یې **۶۸۰** کیلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفیت یې **۲۴,۴۴** جوله\(کیلوین. موله) دی.
- مولي حجم یې **۱۰,۸** س. م. م\موله دی.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د نیویم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي منځډک سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې **۳,۳۰۱** انگسترومه دی.

- د ډیبای د تودوخې درجه یې ۲۷۵ کیلوینه ده.



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

کیمیايي خواص یې

- د نیوبیم کووالینسي نیم قطر ۱۳۴ پ. م دی.
- د ایون نیم قطر یې (+5e) ۶۹ پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې ۱,۶ پاولینگه دی.
- الکترودي ځواک یې صفر ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۵، ۴، ۳، ۲، ۱ دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۶۶۳,۲ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۶,۸۸) الکترون ولټه ده.

نیوبیم له کیمیايي پلوه ډېر پایدار دی. که په هوا کې ورته تودوخه ورکړ شي او سور شي نو تر نیوبیم پینتاکسایډ Nb_2O_5 پورې اکسایډ جوړوي. دا اکسایډ یې نږدې ۱۰ بلوري بڼې (مودیفیکېشنونه) لري. په عادي فشار کې یې د نیوبیم پینتاکسایډ Nb_2O_5 د β بېتا-بڼه پایښت لرونکې ده.

- له بېلابېلو اکسایډونو سره د نیوبیم پینتاکسایډ Nb_2O_5 د ویلي کولو په پایله کې د $Ti_2Nb_{10}O_{29}$, $FeNb_{49}O_{124}$ نیوباټونه لاس ته راځي. نیوباټونه کېدای شي چې د نیوبیمي فرضي تېزابو د مالگو په توگه وگڼل شي. دوی په میتانیوباټو

$MNbO_3$ ، اورتونيوباټو M_3NbO_4، پيرونيوباټو $M_4Nb_2O_7$، يا پولي نيوباټو $M_2O{\cdot}nNb_2O_5$ (M — يو چارجه کتيون (۲-۱۲ = n , باندې وېشل کيږي. د دوه او درې چارج لرونکي کتيونونه يې هم پېژندل شوي دي.

- نيوباټونه له هايډروفلوريک اسيډ Hf ، د الکلي فلزونو له هايډروفلورايډونو KHF_2 او امونيم NH_4^+ سره تعامل کوي. ځينې نيوباټونه M_2O/Nb_2O_5 هايډروليز کيږي:

$$6Na_3NbO_4 + 5H_2O = Na_8Nb_6O_{19} + 10NaOH$$

- نيوبيم، نيوبيم ډای اکسايډ NbO_2 ، نيوبيم مونوکسايډ NbO ، يو لړ اکسايډونه، چې د $NbO_{2,42}$ او $NbO_{2,50}$ تر منځ دي او د رغښت (جوړښت) له پلوه د Nb_2O_5 بېټا (β) بڼې ته نږدې دي، جوړوي.
- نيوبيم له هالوجينونو سره پينتاهاليډونه $NbHal_5$، تيتراهاليډونه $NbHal_4$ او د $NbHal_{2,67}$ — $NbHal_{3+x}$ فازونه، چې د Nb_3 يا Nb_2 گروپونه پکې دي، جوړوي. د نيوبيم پينتاهاليډونه په اوبو په اسانۍ هايډروليز کيږي.
- د اوبو او اکسيجن د بړاسونو په شتون کې نيوبيم پينتاکلورايډ $NbCl_5$ او نيوبيم (V) برومايډ $NbBr_5$ دا $NbOCl_3$ او دا $NbOBr_3$ اکسوهاليډونه جوړوي چې خوړين پومبې ته ورته توکي دي.
- د نيوبيم او گرافيټ C (د کاربون يو ډول دی) په تعامل سره دا Nb_2C او دا NbC نيوبيم کاربيډونه جوړيږي چې جامد او د ډېرې تودوخې په وړاندې مقاومت لرونکي مرکبونه دي. په N — Nb سېستم کې د بدلون موندونکي ترکيب ځو فازونه او د نيوبيم دا نايټريدونه Nb_2N ، NbN شتون لري. نيوبيم له فاسفورس P او ارسينيک As سره په سېستمونو کې هم همدا ډول چلند لري. له سولفور S سره د تعامل په پايله کې نيوبيم سولفيډ NbS ، نيوبيم ډای سولفيډ NbS_2 ، او

نیوبیم ترای سولفیډ NbS_3 لاس ته راغلي دي. د نیوبیم او پوتاسیم (سوډیم) دوه گوني فلوراېډونه سینتېز شوي دي $K_2[NbF_7]$.

- تر اوسه څوک په دې نه دي توانیدلي چې د اوبو له محلولونو څخه په الکتروکیمیایي ډول نیوبیم بېل کړي. په الکتروکیمیایي ډول د گډوله فلزونو، چې نیوبیم په خپل ترکیب کې ولري، لاس ته راوړل شوني دي.

ایزوټوپونه یې

طبیعي نیوبیم یوازې له یوه پایښت لرونکي ایزوټوپه جوړ دی او هغه د ^{93}Nb ایزوټوپ دی. نور ټول ایزوټوپونه یې رادیواکتیفي دي چې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یې یو د ^{92}Nb ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۳۴٫۷ میلیونه کاله دی. بل یې د ^{94}Nb ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۲۰۳۰۰ کاله دی. بل یې د ^{91}Nb ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۶۸۰ کاله دی. بل یې د ^{95}Nb ایزوټوپ چې نیمایي عمر یې ۳۵ ورځې. بل یې د ^{96}Nb ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۲۳٫۴ ساعته دی، او بل یې هم د ^{90}Nb ایزوټوپ دی چې نیمایي عمر یې ۱۴٫۶ ساعته دی. د نورو پاتې ډېری رادیواکتیفي ایزوټوپونو نیمایي عمر تر دوو ساعتونو لنډ دی. د دې عنصر تر ۹۳ شمېرې پایښت لرونکي ایزوټوپه مخکې رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې ډول الکتروني اشغال دی، او تر همدغه ۹۳ ایزوټوپه وروسته رادیواکتیفي ایزوټوپونو د تجزیې ډول یې بېتا-منفي-تجزیه دی.

تر اوسه د دې عنصر ټول ۳۳ ایزوټوپونه او ۲۵ یې د هستو ایزومیرونه پېژندل شوي، چې د کتلو شمېرې یې له ۸۱ پیل او پر ۱۱۳ پای ته رسیږي.

کارونه یې

د نیوبیم د کارونې ډېرې لویې څانگې د توغندیو تولید، هوایي او کیهاني تخنیک، راډیوتخنیک، الکترونیک، د کیمیایي سامان الاتو جوړونه او اټومي انرژي ده.

د نیوبیم ګډوله فلزونه د لوله سیمونو (ګول سیمونه) (solenoid) په جوړولو کې، د زنګ نه وهونکیو پولادو په جوړولو، او نورو برخو کې کارېږي.

د نیوبیم مرکبونه لکه د نیوبیم پینتاکسایډ Nb_2O_5 په کیمیایي صنعت کې د کټالیسټ په توګه کاریږي، ځینې نور مرکبونه یې د تودوخې د لوړې درجې طاقت لرونکیو توکیو، سیرمیټو (cermet)، ځانګړیو ښیښو په جوړولو، د جامد فاز لرونکیو اټومي ریاکټیفي انجنونو، او د ډېرو نریو برېښنا تېروونکیو پاڼو په تولید کې کارېږي.

۴۲. مولیبډېنیم

مولیبډېنیم د کیمیایي عنصرونو د دوره یي جدول د پینځمې دورې یو عنصر دی چې اتومي شمېره یې ۴۲ او سېمبول یې Mo دی. د دې عنصر نوم په لاتیني ژبه کې (Molybdaenum)، په انګلیسی کې (Molybdenum) او په روسي ژبه کې (Молибде́н) دی. دا یو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اي اېس (CAS) شمېره یې (۷-۹۸-۷۴۳۹) ده. دا یو انتقالي فلز دی، سپین بخون خړ رنګ لري.

انځور: مولیبډېنیم ځلاند سپین بخون خړ فلز دی

تاریخچه او د نامه ریښه یې

مولیبډینیم پر ۱۷۷۸ ز کال سویډني کیمیاپوه «کارل ویلهلم شیله» (۱۷۴۲-۱۷۸۶) کشف کړی دی. ده د مولیبډینیمي تېزابو د سره کولو (تودوخې ورکولو) پر مهال مولیبډینیم ترای اکسایډ MoO_3 لاس ته راوړ. په فلزي حالت سره لومړی ځل بل سویډني کیمیاپوه «پیتر یاکوب هیلم» (۱۷۴۶-۱۸۱۳) پر ۱۷۸۲ ز کال د سکرو د اکسایډ پر مټ د بېلولو له لارې لاس ته راوړ. ده داسې مولیبډینیم لاس ته راوړ چې کاربون او د مولیبډینیم کاربیډ ورسره ګډ ول. نوړه مولیبډینیم پر ۱۸۱۷ ز کال سویډني کیمیاپوه «یونس یاکوب برسیلیوس» د هایډروجن اکسایډ پر مټ بېل او تر لاسه کړ.

د دې عنصر نوم د لرغونې یوناني ژبې له (Molybdos) «مولیبډوس» څخه اخیستل شوی چې د «سرپو» په مانا دی. دا له دې لامله چې د مولیبډینیټ MoS_2 مینرال، چې مولیبډینیم ډای سولفیډ MoS_2 هم دی، ظاهري رنګ سرپو ته ورته دی. له دغه مینرال څخه لومړی ځل هماغه مهال د مولیبډینیم اکسایډ بېل کړای شو، چې د سرپو سولفیډ (PbS) (ګالینیټ مینرال) ځلا یې درلوده. تر ۱۸ پېړۍ د مولیبډینیټ، ګرافیټ C او د سرپو د ځلا ترمنځ توپیر چا نه شو کولای، دا مینرالونه د «مولیبډین» په ټولیز نامه نومېدل.

په طبیعت کې د مولیبډینیم شتون

د ځمکې په پاسني کلک قشر کې د مولیبډینیم کچه د کتلې له پلوه $3 \cdot 10^{-4}$ سلنه ده. مولیبډینیم په نوړه ډول نه موندل کیږي. دا عنصر د ځمکې په پاسني کلک قشر کې په پرتلیزه توګه برابر خپور شوی دی. همدا راز مولیبډینیم په دریابونو او سیندي اوبو کې، د بوټیو په ایره کې، په سکرو او پیترولو کې هم شتون لري. د دریابونو (سمندرونو) د اوبو په یو لیتر کې یې کچه له ۸,۹ څخه تر ۱۲,۲ میکروګرامه ده. د هغو اوبو په پرتله چې ژورې وي او له سواحلو لري وي، د غاړو په اوږدو کې اوبه او لوړ قشرونه یې په مولیبډینیم لرې

غني دي. دا عنصر په غرنيو ډبرو کې په موليبډاتي او سولفيډي بڼو په ميکروسکوپي، ايزومورفي او تيت شوي ډول شتون لري. موليبډينيم د اکسيجن په پرتله له سولفور سره ډېر نږدېوالی لري او په کاني اجسامو کې يې د څلور ظرفيتي موليبډينيم سولفيډ يانې موليبډينيټ جوړيږي.

د موليبډينيم د بلوري کېدو لپاره تر ټولو ډېر جوړوونکی چاپيريال او ډېر تېزابيت مساعد دي. په پاسنيو (سطحي) شرايطو کې يې زياتره اکسيجني مرکبونه Mo^{6+} جوړيږي. په ځينو کاني ډبرو کې له ولفراميټ او بيسمونيټ، د مسو له مينرالونو (د نريو مسي رګونو لرونکې کاني ډبرې)، همدا راز ګالينه او سفاليريټ سره يو ځای موندل کيږي.

د موليبډينيم نږدې ۲۰ مينرالونه پېژندل شوي دي. له دوی څخه يې تر ټولو ډېر مهم موليبډينيټ MoS_2، په سلو کې ۲۰ سلنه موليبډينيم لري، پوويليټ $CaMoO_4$، ۴۸ سلنه موليبډينيم لري، موليبډيټ $Fe(MoO_4)_3 \cdot nH_2O$، ۲۰ سلنه موليبډينيم لري، او ولفينيټ $PbMoO_4$ دي.

کانونه يې

د دې عنصر د پيدا کېدو لوی کانونه په امريکا متحدو ايالتونو، مکسيکو، چيلي، کاناډا، استراليا، ناروې، روسيه او ځينو نورو هېوادو کې دي. د نړيوالې زېرمې څه د پاسه ۷ سلنه يې په ارمنستان کې ده.

لاس ته راول يې

په صنعتي ډول د موليبډينيم لاس ته راوړل د (Flotation process) پر مټ د دې عنصر د کاني ډبرو له غني کولو پيليږي. د موليبډينيم لاس ته راغلی ټينګتوکی (کونسنترات) تر هغه مهاله پر اور سور کيږي تر څو چې د موليبډينيم اکسايډ MoO_3 ته ورسيږي، معادله يې دا دی:

$$2MoS_2 + 7O_2 \rightarrow 2MoO_3 + 4SO_2$$

لاس ته راغلی توکی په اضافي ډول يو ځل بيا چاڼل کيږي . موليبډينيم ترای اکسايډ MoO_3 د هايډروجن H_2 پر مټ نره کيږي چې معادله يې دا دی:

$$MoO_3 + 3H_2 \rightarrow Mo + 3H_2O$$

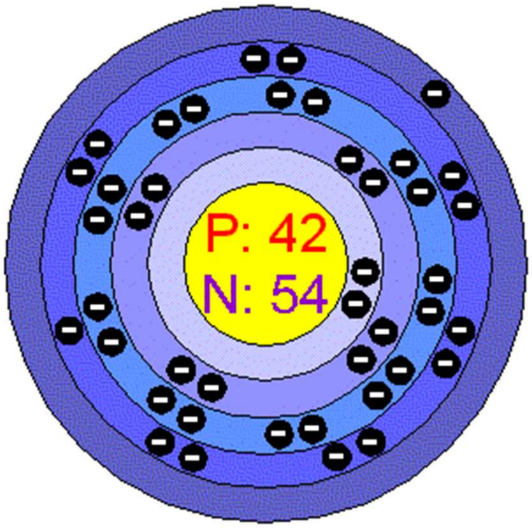
لاس ته راغلی چمتو شوی توکی د فشار پر مټ نره کيږي، لکه سورکول، د ځانګړې دستګاه پر مټ پلاستيکي شکل ورکول، يا په ټټک وهل، او اوږدول دي.

د موليبډينيم اتوم

د موليبډينيم د اتوم هسته له ۴۲ پروتونونو او ۵۴ نيوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۴۲ 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 دريېمه کې يې ۱۸، په څلورمه کې يې ۱۳، 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) ۹۲ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د موليبډينيم اتومي کتله ۹۵,۹۲ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش يې په دې $[Kr]\ 4d^5\ 5s^1$ فورمول سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيم قطر يې ۱۳۹ پ. م دی.



انځور: د موليبډينيم د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

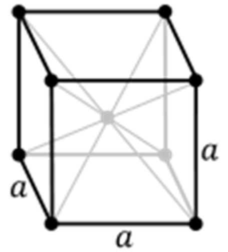
- د موليبډينيم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې ۱۰,۲۲ گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۲۶۲۳** ده. (د ک په شمېر **۲۸۹۶** ده).
- د اېشېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر **۴۶۳۹** ده. (د ک په شمېر **۴۹۱۲** ده).
- د ويلي کېدو تودوالی يې **۳۸** کيلوجوله\موله دی.
- د بړاس تودوالی يې **۵۹۰** ~ کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې **۲۳,۹۳** جوله\(کيلوين.موله) دی.
- مولي حجم يې **۹,۴** س. م. م\موله دی.

موليبډينيم سپين بخون خړ فلز دی. فضايي گروپ يې **Im۳m** دی، مقناطيسي کېدونکی (پارامقناطيسي) دی، کلکوالي **۴,۵** موسه دی. ميخانيکي خواص يې لکه د ډېری فلزونو

په شان د فلز د نرۍ والي، د ترمیخانیکي او ترمیکي پاکولو له مخې ټاکل کیږي. څومره چې فلز نرۍ وي هماغومره نرم وي. د تودوالي د پراختیا ډېر ټیټ ضریب لري. مولیبډینیم د ویلي کېدو د ډېرې لوړې درجې درلودونکی فلز دی.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د مولیبډینیم د بلوري جالۍ جوړښت مکعبي منځډک سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې **۳,۱۴۷** انگسترومه دی.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې **۴۵۰** کیلوینه ده.



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

کیمیایي خواص یې

- د مولیبډینیم کووالینسي نیم قطر **۱۳۰** پ. م دی.
- د ایون نیم قطر یې (e ۲+) **۲۲** (e ۴+) **۷۰** پ. م دی.
- الکتروني منفیت یې **۲,۱۲** پاولینگه ده.
- الکترودي ځواک یې **۰,۲-** ولته دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې **۲** ، **۵** ، **۴** ، **۳** ، **۲** ، دي.
- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې **۲۸۴,۸** کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۷,۱۰) الکترون ولته ده.

مولیبډینیم د کوټې د هوا د تودوخې په درجو کې ثابت دی. د تودوخې تر ۲۰۰ س. گ لوړو درجو کې اکسایډېدل پیلوي او ژر تر مولیبډینیم ترای اکسایډه MoO_3 اکسایډ کیږي . دا اکسایډ هم له مولیبډینیم ډای سولفیډ MoS_2 او د امونیم اورتومولیبډاټ $(NH_4)_6Mo_7O_{24}\cdot 4H_2O$ د تودوخیزې تجزیې له بهیر ترمولیز (**thermolysis**) څخه اکسایډ اخلي.

مولیبډینیم د مولیبډینیم ډای اکسایډ MoO_2 ، د مولیبډینیم ترای اکسایډ MoO_3 او مولیبډینیم تري اکسایډ ترمنځ یو لړ منځني اکسایډونه جوړوي.

دا عنصر له هالوجینونو سره د اکسایډ جوړولو په بېلابېلو درجو کې یو لړ مرکبونه جوړوي . له فلورینو F_2 یا له مولیبډینیم ترای اکسایډ MoO_3 سره د مولیبډینیم د پوډر د تعامل په پایله کې مولیبډینیم هیگزافلوراید MoF_6 ، چې یوه بې رنگه په اسانۍ اېشېدونکې مایع ده، لاس ته راځي . د ۴+ او ۵+ مولیبډینیم جامد هالیډونه جوړوي لکه $MoHal_4$ او $MoHal_5$ **(Hal = F, Cl, Br)** . له ایوډاید سره یوازې مولیبډینیم ایوډاید MoI_2 مالوم دی . مولیبډینیم اکساهالیډونه جوړوي، لکه مولیبډینیم اکساتیترافلوراید $MoOF_4$، مولیبډینیم اکسا تیتراکلوراید $MoOCl_4$، مولیبډینیم **(VI)** ډای اکسایډي فلوراید MoO_2F_2 ، مولیبډینیم **(VI)** ډای اکسایډي کلوراید MoO_2Cl_2 ، MoO_2Br_2 ، $MoOBr_3$ او نور.

له سولفور **S** سره مولیبډینیم ته یو ځای د تودوخې ورکولو پر مهال مولیبډینیم ډای سولفیډ MoS_2 جوړیږي، له سیلینیم **Se** سره یو ځای مولیبډینیم ډای سیلینیډ $MoSe_2$ جوړوي. د مولیبډینیم دا کاربیډونه Mo_2C او **MoC** پېژندل شوي چې د ویلې کېدو د تودوخې درجه یې ډېره لوړه ده او د مولیبډینیم سیلینیډ $MoSi_2$ هم په همدې ډول.

ایزوټوپونه يې

د مولیبډینیم کیمیایي عنصر ۳۳ ایزوټوپونه او ۴ هسته يي ایزومیرونه پېژندل شوي، چې د اتومي کتلو شمېرې يې له ۸۳ پيل او پر ۱۱۵ پای ته رسيږي. له دې شمېر څخه يې یوازې ۷ ایزوټوپونه په طبیعت کې موندل کیږي چې هغه د ^{92}Mo ، ^{94}Mo ، ^{95}Mo ، ^{96}Mo ، ^{97}Mo ، ^{98}Mo ، ^{100}Mo شمېرې ایزوټوپونه دي.

د مولیبیډینم-۱۰۰ يې هغه یوازینی طبیعي ایزوټوپ دی چې پایښت نه لري، نیمایي عمر يې ۱۰۱۹ × ۱ کاله دی، او دوه ګونې بېټا-تجزیه لري چې په روتینیم-۱۰۰ ایزوټوپ باندې بدلیږي. د مولیبډینیم-۹۸ ایزوټوپ يې تر ټولو ډېر خپور شوی، چې په ځمکه کې د ټول شته مولیبډینیم ۲۴,۱۴ سلنه جوړوي. د دې عنصر د نورو رادیواکتیفي ایزوټوپونو له شمېرڅخه تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي یو د ^{99}Mo ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر يې ۲,۷۴۸۹ ورځې دی. بل يې د ^{90}Mo ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر يې ۵,۵۲ ساعته دی. بل يې هم د ^{91}Mo ایزوټوپ دی چې نیمايي عمر يې ۱۵,۴۹ دقیقې دی.

کارونه يې

مولیبډینیم د دې لپاره چې د تودوخې په وړاندې لوړ مقاومت ولري او زنګ يې ونه وهي له پولادو سره ګډیږي چې د زنګ نه وهونکي ګډوله فلز په نامه یادیږي. له مولیبډینیمه جوړ شوي مزي (سیمونه) د لوړې تودوخې طاقت لرونکیو بټیو، د برېښنا ګروپونو ته د برېښنا د ورننوتو په برخو او تولید کې کاریږي. د دې عنصر دا مرکبونه لکه سولفیډونه، اکسایډونه، مولیبډاټونه د کیمیایي تعاملونو کتالیستونه دي، د رنګونو رنګدانې، او د کاشي لوښیو لپاره د لعاب په توګه کاریږي. د مولیبډینیم هیګزافلوراید MoF_6 په بېلابېلو توکیو کې د فلزي مولیبډینیم له پاسه کاریږي. مولیبډینیم ډای سولفید MoS_2 د کلک او تودوخې د لوړې درجې طاقت لرونکي غوړوونکي توکي په توګه کاریږي.

موليبډينيم د مايکروسرو (مايکرو کودونو) په ترکيب کې ګډون لري . د دې عنصر دا راديواکتيفي ايزوټوپونه ^{93}Mo **($T_{1/2}$ ۶,۹۵ч)** او ^{99}Mo **($T_{1/2}$ ۶۶ч)** د ده (**radioactive tracer**) دي . پر ۱۱-۱۳ ز پېړيو کې په جاپان کې له موليبډينيم څخه د سرې وسلې، لکه تورې، خنجر، چړې او نورو په جوړولو کې کار اخيستل کېده .

د «**Sojitz Alloy Division**» د مالوماتو له مخې پر **۲۰۰۵** ز کال د موليبډينيم نړيوال توليد (د نږه موليبډينيم په شمېر) ۱۷۲,۲ زره ټنه وو . پر **۲۰۰۳** ز کال يې توليد **۱۴۴,۲** زره ټنه وو . نږه مونوبلوري (مونوکريستالي) موليبډينيم د هېندارو او د پياوړيو ګازوډينامیک لايزرونو په توليد کې کارېږي. موليبډينيم ټيلورايډ **$MoTe_2$** د ترموالکتروجنراتورونو د توليد لپاره ډېر ښه ترموالکتريکي (تودوخيز برېښنايي) توکی دی . موليبډينيم ترای اکسايډ **MoO_3** د برېښنا په هغو سرچينو کې چې له ليتيمه **Li** جوړې وي (لکه بېټرۍ) د مثبت الکترود په توګه په پراخه پيمانه کارېږي.

۴۳. ټيکنيټيم

ټيکنيټيم د کيميايي عنصرونو د دوره يي جدول د پېنځمې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې **۴۳** او سېمبول يې **Tc** دی. د دې عنصر نوم په لاتيني ژبه کې (**Technetium**) ، په انګليسي کې (**Technetium**) او په روسي ژبه کې (**Технéций**) دی. ټيکنيټيم يو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اي اېس (**CAS**) شمېره يې (۸-۲۲-۷۴۴۰) ده . دا يو راديواکتيفي انتقالي فلز دی چې سپينو زرو ته ورته او خړ رنګ لري . دا تر ټولو هغه سپک عنصر دی چې پايښت لرونکي ايزوټوپونه نه لري. دا په دوره يي جدول کې لومړنی مصنوعي جوړ شوی کيميايي عنصر دی.

انځور: ټیکنیتیم سپینو زرو ته ورته رنګ لرونکی رادیواکتیفي فلز دی

تاریخچه او د نامه ریښه یې

دا عنصر لومړی ځل پر ۱۹۳۲ ز کال امریکایي فیزیکپوه او د نوبل ډالۍ ګټونکي «ارنست ارلاندو لاورینس» (۱۹۰۱-۱۹۵۸) د امریکا متحدو ایالتونو د کالیفورنیا ایالت د بېرکلي ښار د «لاورینس په نامه ملي لابراتوار» کې د ۳۷ اینچي سیکلوټرون ماشین پر مټ تولید کړ. دا لومړنی کیمیایي عنصر وو چې بشریت مصنوعي جوړ کړ.

د ټیکنیتیم نوم د لرغوني یوناني ژبې له (technetos) «ټیکنیتوس» څخه اخیستل شوی چې د «مصنوعي» مانا لري، او د سینتېز پر مټ د عنصر کشف ښيي.

په طبیعت کې د ټیکنیتیم شتون

د ټیکنیتیم عنصر په ځمکه کې د یورانیمو په کاني ډبرو کې په لږ کچه موندل کیږي، یانې له یو کیلوګرام یورانیمو U سره $5\cdot10^{-10}$ ګرامه ټیکنیتیم موندل کیږي. مانا دومره لږ دی چې په نشت شمېرل کېدای شي. د سپیکټروسکوپي (Spectroscopy) د مېتودونو پر

مټ د اندرومیډا (Andromeda) لړۍ په ځینو ستورو کې د ټیکنیټیم شتون کشف شوی دی.

لاس ته راوړل یې

ټیکنیټیم په کیمیایي لارو چارو له رادیو اکتیفي پوسو څخه لاس ته راځي.

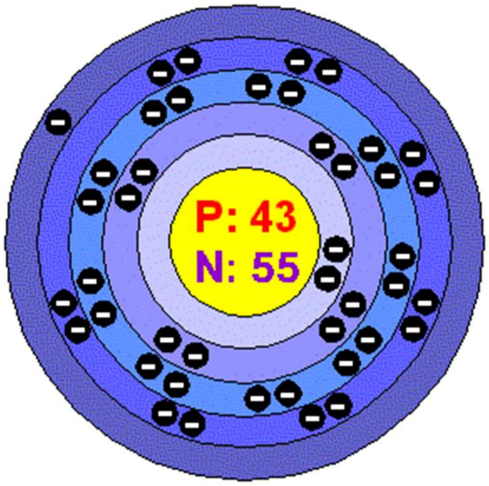
سربېره پر دې، دا عنصر د توریم Th د ^{۲۳۲}Th، د یورانیو U د ^{۲۳۳}U ، د یورانیمو د ^{۲۳۸}U او د پلوتونیم Pu د ^{۲۳۹}Pu ایزوټوپونو د تجزیې پر مهال جوړېږي او کېدای شي چې په اټومي بټیو کې په کال کې په کیلوګرامونو زېرمه شي.

د ټیکنیټیم اتوم

د ټیکنیټیم د اتوم هسته له **۴۳** پروتونونو او **۵۵** نیوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې یې **۴۳** 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 ۱۴، او په پېنځمه انرژیکي سویه کې یې ۱ الکترونونه سره وېشل شوي دي. د اتوم په هسته کې یې د پروتونونو او نیوترونونو ټولیز شمېر (د کتلې شمېره) ۹۸ دی.

د اتوم نور خواص یې:

- د ټیکنیټیم اتومي کتله ۹۷,۹۰۷۲ اتومي واحده ده.
- د اتوم الکتروني وېش یې په دې $[Kr]\ ۴d^{۵}\ ۵s^{۲}$ فورمول سره ښودل کیږي.
- د اتوم نیم قطر یې ۱۳۶ پ. م. دی.



انځور: د ټيکنيټيم د اتوم جوړښت

فيزيکي خواص يې

- د ټيکنيټيم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې **۱۱,۵** گرامه دی.
- د تودوخې په **۲۱۵۷** س. گ درجو کې ويلي کيږي (د ک په شمېر په **۲۴۳۰** درجو کې ويلي کيږي).
- د تودوخې په **۴۲۶۵** س. گ درجو کې په اېشېدو راځي. (د ک په شمېر په **۴۵۳۸** درجو تودوخه کې په اېشېدو راځي).
- د ويلي کېدو تودوالی يې **۲۳,۸** کيلوجوله\موله دی.
- د براس تودوالی يې **۵۸۵** کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې **۲۴** جوله\(کيلوين. موله) دی.
- مولي حجم يې **۸,۵** س. م. م \موله دی.

ټيکنيټيم راديواکتيفي انتقالي فلز دی، سپينو زرو ته ورته رنگ لري.

د بلوري جالۍ جوړښت يې:

- د ټيکنيټيم د بلوري جالۍ جوړښت شپږڅنديز (هيګزاګونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه يې ۴,۳۹۱ c= ۲,۷۳۷ a= دي.
- د ډيباې د تودوخې درجه يې **۴۵۳** کيلوينه ده.

کيميايي خواص يې

- د ټيکنيټيم کوواليښسي نيم قطر **۱۲۷** پ. م دی.
- د ايون نيم قطر يې (e^{+7}) **۵۶** پ. م دی.
- الکتروني منفيت يې **۱,۹** پاولينګه دی.
- الکترودي ځواک يې صفر ولټه دی.
- د اکسايډ جوړولو درجې يې له ۱ - څخه تر ۷ + پورې دي ؛ تر ټولو ډېره پايښت لرونکې يې ۷+ ده.
- د لومړي الکترون د ايون جوړولو انرژي يې **۷۰۲,۲** کيلوجوله\موله ده . يا په بل شمېر (**۷,۲۸**) الکترون ولټه ده.

ټيکنيټيم د کيميايي خواصو له پلوه منګانيز **Mn** او رينيم **Re** ته نږدې دی، په مرکبونو کې له ۱- څخه تر ۷+ درجو پورې اکسايډېدل ښيي . له اکسيجن سره د تعامل پر مهال ټيکنيټيم **(VII)** اکسايډ Tc_2O_7 او ټيکنيټيم **(IV)** اکسايډ TcO_2 جوړوي، له کلورينو Cl_2 او فلورينو F_2 سره هاليډونه جوړوي لکه TcX_6 ، TcX_5 ، TcX_4 . له سولفور **S** سره دا سولفيډونه جوړوي لکه ټيکنيټيم هپيټاسولفيډ Tc_2S_7 او ټيکنيټيم ډای سولفيډ TcS_2 . دا عنصر د مجموعي مرکبونو او فلزي عضوي مرکبونو (**organometallic compounds**) په ترکيب کې ګډون لري. د فلزونو د ولټاژ په ليکه کې د هايډروجن ښي لور ته ځای پر ځای دی، د مالګې له تېزابو **HCl** سره تعامل نه کوي، خو په نايټريک اسيډ HNO_3 او سولفوريک اسيډ H_2SO_4 کې په اسانۍ حليږي.

ايزوټوپونه يې

ټيکنيټيم يو مصنوعي کيميايي عنصر دی چې په طبعت کې پايښت لرونکي ايزوټوپونه نه لري. د ده په څېر بل عنصر پروميتيم دی. تر اوسه د ټيکنيټيم ۳۴ ايزوټوپونه پېژندل شوي چې ټول يې راديواکټيفي دي او د اتومي کتلو شمېرې يې له ۸۵ پيل او پر ۱۱۸ پای ته رسيږي. له دې ايزوټوپونو څخه يې تر ټولو ډېر پايښت لرونکي د ^{98}Tc ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۴,۲ ميليونه کاله دی. بل يې د ^{97}Tc ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۲,۶ ميليونه کاله دی. دريېيم يې هم د ^{99}Tc ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۲۱۱,۱ زره کاله دی. بل يې هم د ^{96}Tc ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۴,۲۸ ورځې دی. بل يې د ^{95}Tc ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۲۰ ساعته دی. بل يې د ^{94}Tc ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۴, ۸۸۳ ساعته دی. بل يې د ^{93}Tc ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۲,۷۵ ساعته دی. د نورو ډېری راديواکټيفي ايزوټوپونو نيمايي عمر تر يوه ساعته لنډ دی.

همدا رنګه دا عنصر ۲۲ هسته يي ايزوميرونه، يا ايزوميري حالتونه هم لري چې د دوی له شمېر څخه يې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي يو د ^{97m}Tc ايزومير دی چې نيمايي عمر يې ۹۰,۱ ورځې دی. (۰,۰۹۷ ميګاالکترون ولټ). بل يې د ^{95m}Tc ايزومير دی چې نيمايي عمر يې ۶۱ ورځې دی.

کارونه يې

دا عنصر په اټومي طب کې د ماغزو، زړه، د تيموس مرغېړې، سږو، ينې، تريخې، پښتورګو (بډوډو) د هډوانې (سکيلېټ) د هډوکيو، وينې د څېړنې او همدا راز د پړسوبونو د نومېرنې (تشخيص) لپاره کاريږي.

پرټيکنيټاټونه (د پرټيکنيټيک اسيډ $HTcO_4$ مالګې) د زنګ ضد خواص لري، ځکه چې د TcO_4^- ايون يې د پرمنګناټ MnO_4^- او ReO_4^- ايونونو په پرتله د وسپنې او پولادو لپاره د زنګ نه وهلو تر ټولو ډېر اغېزمن توکی دی.

۴۴. روتېنيم

روتېنيم د کيميايي عنصرونو د دوره يي جدول د پېنځمې دورې يو عنصر دی چې اتومي شمېره يې ۴۴ او سېمبول يې **Ru** دی. د دې عنصر نوم په لاتيني ژبه کې (**Ruthenium**)، په انګليسي کې (**Ruthenium**) او په روسي ژبه کې (**Руте́ний**) دی. دا يو ساده توکی دی چې د ثبت د سي اې اېس (**CAS**) شمېره يې (۷۴۴۰-۱۸-۸) ده. روتېنيم يو انتقالي فلز دی چې سپينو زرو ته ورته رنګ لري. دا فلز د پلاتېني فلزونو په ګروپ کې ګډون لري.

انځور: روتېنيم سپينو زرو ته ورته رنګ لرونکی او سپين فلز دی

تاريخچه او د نامه ريښه يې

د روتېنيم کيميايي عنصر روسي کيمياپوه او د کازان پوهنتون پروفيسر «کارل کارلوويچ کلاوس» (۱۷۹۶-۱۸۶۴) پر ۱۸۴۴ ز کال کشف کړی دی . «کلاوس» د دې نوي عنصر د کشف، د لاس ته راوړلو مېتود او خواصو په اړه په خپل يو ليک کې په جرمني ژبه بل روسي کيمياپوه اکاډميسين «گېرمن ايوانوويچ گېس» (۱۸۰۲-۱۸۵۰) ته خبر ورکړ ، هغه بيا دا ليک د ۱۸۴۴ ز کال د سيپټمبر پر ۱۳ د روسيې د پيټربورگ د پوهنو اکاډمۍ په غونډه کې ولوست. تر دې وروسته دا متن د اکاډمۍ په بولټن کې چاپ شو او په روسي ژبه ژباړه يې په (گورني ژورنال) يانې «غرنۍ مجله» کې چاپ شوه . «کلاوس» روتېنيم د اورال له پلاتين لرونکې کاني ډبرې څخه په نړه ډول بېل کړ او داېې وښودله چې دا عنصر روډيم **Rh** ، پالاډيم **Pd** ، اوسميم **Os** ، ايريډيم **Ir** ، پلاتين **Pt** ته ورته دی.

د روتېنيم کشفوونکي «کارل کارلوويچ کلاوس» دا عنصر د روسيې د لرغوني نامه «روس» په وياړ ونوماوه چې په لاتيني ژبه کې (**Ruthenia**) دی چې د روسيې مانا لري. د روتېنيم نوم پر ۱۸۲۸ ز کال الماني کيمياپوه «گوتفريد ويلهلم اوزان» (۱۷۹۶-۱۸۶۶) د هغه عنصر لپاره وړانديز کړی وو چې ده په تېروتنې سره کشف کړی وو ، يانې په اصل کې يې نوی عنصر نه وو کشف کړی. خو کله چې «کلاوس» په رښتيا هم روتېنيم کشف کړ نو دا نوم يې پر دغه عنصر کېښود .

لاس ته راوړل يې

روتېنيم د پلاتينو او پلاتيني فلزونو له نړه کولو او چاڼلو څخه د پوسې په ډول لاس ته راځي . په ټوله کې په ډېره کچه د دې عنصر د لاس ته راوړلو سرچينه د اټومي توکيو (پلوتونيم، يورانيم، توريم) ټوټې دي.

همدا راز د روتېنيم د لاس ته راوړلو لپاره داسې ټکنالوجي جوړه شوې چې له ټيکنيټيم-۹۹ راديواکتيفي ايزوټوپ څخه د نيوتروني تجزيې په مرسته لاس ته راځي.

رااېستنه او زېرمې يې: پر ۲۰۰۹ ز کال ۱۷،۹ ټنه روتېنيم رااېستل شوي ول؛ نړيوالې زېرمې يې ۵۰۰۰ ټنه شمېرل شوې دي.

ايزوټوپونه يې

طبيعي روتېنيم له ۷ پايښت لرونکيو ايزوټوپونو جوړ دی چې هغه د ^{96}Ru ، ^{98}Ru ، ^{99}Ru ، ^{100}Ru ، ^{101}Ru ، ^{102}Ru ، ^{104}Ru شمېرې ايزوټوپونه دي. سربېره پر دې ۲۷ نور راديواکتيفي ايزوټوپونه يې هم پېژندل شوي چې د دوی له شمېر څخه يې تر ټولو د ډېر اوږده عمر لرونکي يو د ^{106}Ru ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۳۷۳،۵۹ ورځې دی. بل يې د ^{103}Ru ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۳۹،۲۶ ورځې دی. بل يې د ^{97}Ru ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۲،۹ ورځې دی. بل يې د ^{105}Ru ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۴،۴۴ ساعته دی. بل يې د ^{95}Ru ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر يې ۱،۶۴۳ ساعته دی. بل يې د ^{94}Ru ايزوټوپ دی چې نيمايي عمر ۸ ، ۵۱ دقيقې دی. د نورو ټولو راديواکتيفي ايزوټوپونو نيمايي عمر تر ۵ دقيقو لنډ دی.

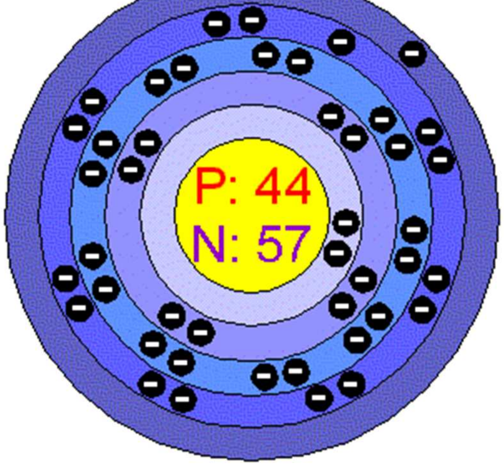
د روتېنيم اتوم

د روتېنيم د اتوم هسته له ۴۴ پروتونونو او ۵۷ نيوترونونو جوړه ده. د اتوم د هستې په شاوخوا کې يې ۴۴ 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 ۱۵، او په پنځمه 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) ۱۰۱ دی.

د اتوم نور خواص يې:

- د روتېنيم اتومي کتله ۱۰۱،۰۷ اتومي واحده ده.

- د اتوم الکتروني وېش يې په دې $[Kr]\ 4d^7\ 5s^1$ فورمول سره ښودل کيږي.
- د اتوم نيم قطر يې ۱۳۴ پ. م دی.



انځور: د روتېنيم د اتوم جوړښت

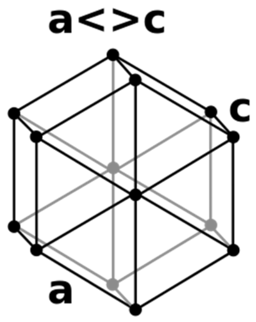
فيزيکي خواص يې

- د روتېنيم کثافت په عادي شرايطو کې په يو س. م. م کې ۱۲,۴۱ گرامه دی.
- د ويلي کېدو د تودوخې درجه يې د س. گ په شمېر ۲۳۳۴ ده. (د ک په شمېر ۲۶۰۷ ده).
- د ايشېدو د تودوخي درجه يې د س. گ په شمېر ۴۰۷۷ ده. (د ک په شمېر ۴۳۵۰ ده).
- د ويلي کېدو تودوالی يې ۲۵,۵ کيلوجوله\موله دی.
- د تودوالي مولي ظرفيت يې ۲۴,۰ جوله\موله دی.
- مولي حجم يې ۸,۳ س. م. م\موله دی.

روتېنیم د ویلي کېدو د ډېرې لوړې درجې لرونکی عنصر دی چې له دې پلوه یوازې د رینیم Re ، اوسمیم Os ، تنګستن W ، ټېنټالیم Ta او نیوبیم Nb عنصرونه ترې مخکې دي.

د بلوري جالۍ جوړښت یې:

- د روتېنیم د بلوري (کریستالي) جالۍ جوړښت شپږڅنډیز (هیګزاګونال) سېستم لري.
- د جالۍ پارامترونه یې c=٤,٢٨٢ a=٢,٧٠٦ انګسترومه دی.
- د ډیبای د تودوخې درجه یې ۶۰۰ کیلوینه ده.



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

کیمیایي خواص یې

- د روتېنیم کووالینسي نیم قطر ۱۲۵ پ. م دی.
- د ایون نیم قطر یې (+۴e) ۶۷ پ م دی.
- الکتروني منفیت یې ۲,۲ پاولینګه دی.
- الکترودي ځواک یې صفر ولټه دی.
- د اکسایډ جوړولو درجې یې ۳+، ۴+، ۲+، ۸+، ۰ دي.

- د لومړي الکترون د ایون جوړولو انرژي یې ۷۱۰،۳ کیلوجوله\موله ده. یا په بل شمېر (۷،۳۶) الکترون ولټه ده.

روتېنیم ډېر یو کیمیایي غیرفعال فلز دی.

غیرعضوي مرکبونه یې: روتېنیم په سلطاني تېزابو HNO_3 + ۳ HCl کې نه حلیږي. خو له دې سره سره د تودوخې تر ۴۰۰ س. ګ لوړو درجو کې له کلورینو Cl_2 سره تعامل کوي او د روتېنیم (III) کلورایډ $RuCl_3$ جوړوي. د الکلیو له مخلوط او نایټراټ سره د ګډ ویلي کولو پر مهال روتېناټونه جوړوي، د ساري په توګه سوډیم روتېناټ Na_2RuO_4.

روتېنیم کولای شي داسې مرکبونه ورکړي چې د اکسایډ جوړولو له بېلابېلو درجو سره سمون لري:

۸ RuO_4; $RuO_4 \cdot PCl_3$

۷ $M[RuO_4]$

۶ $M_2[RuO_4]$; $M_2[RuF_8]$; RuF_6

۵ $M[RuF_6]$; RuF_5

۴ $RuCl_4$; RuO_2; $M_2[RuCl_6]$

۳ $RuCl_3$; $M_3[RuCl_6]$

۲ $M_2[RuCl_4]$; $M_4[Ru(CN)_6]$

۱ $Ru(CO)_nBr$

۰ $Ru(CO)_n$

د روتینیم عضوي کیمیا : روتینیم یو لړ فلزي عضوي مرکبونه جوړوي او فعال کتالیست دی.

کارونه یې

- ټیټانیم Ti ته د لږې کچې ۰٫۱ سلنې روتینیم ورزیاتول د زنګ وهلو په وړاندې د هغه مقاومت زیاتوي.
- له پلاتینو Pt سره د روتینیم ګډوله فلز د بریښنایي تماس د ډېرو کلکو او مقاومت لرونکیو په تولید کې کارېږي.
- دا عنصر د ډېرو کیمیایي تعاملونو لپاره کتالیست دی. په تشیال کې د تشیال تمځیو (کیهاني ستېشنونو) د اوبو د پاکولو په سېستم کې ډېر مهم رول لوبوي.

روتینیم او د ده ګډوله فلزونه په ایروکیهاني تخنیک کې د تودوخې په وړاندې د ډېر مقاومت لرونکیو جوړښتیزو توکیو په توګه کارېږي چې تر ۱۵۰۰ س. ګ درجو تودوخې پورې مقاومت کولای شي او د کلکوالي له پلوه د مولیبډینیم Mo او تنګستن W تر ګډوله فلزونو هم کلک دی.

اخځلیک په دویمه برخه کې دی.

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 بزګره کورنۍ کې زېږېدلی دی. لومړنۍ زده کړې یې د دښت ارچي ولسوالۍ په دوران کلي (کوکچې) ښوونځي کې تر نهم ټولګي پورې ترسره کړې. پر ۱۳۶۰ ل ل کال د کابل د رحمان بابا لېسې په نهم ټولګي کې شامل او پر ۱۳۶۳ ل کال د دغې لېسې له دولسم ټولګي 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 نوموړي پوهنتون د کولتورپوهنې په څانګه کې د ډېر ښه (سره) ډیپلوم په اخیستلو سره پای ته ورساوه.

محمد طاهر کانې له ۱۹۹۳ ز کاله راهیسې په روسیه کې د کډوال په توګه 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 توګه 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 څانګه کې د ویندوی او ژباړن په توګه دنده درلوده. له ۱۹۹۷ ز کاله راهیسې یانې ۱۸ کاله کیږي چې د لیکوالۍ او ژباړې پر چارو بوخت دی او تر اوسه یې دا لاندې اثار چاپ شوي دي:

۱. تنکۍ پاڼې (د شعرونو ټولګه)، د ۱۳۷۹ لمریز، ۲۰۰۰ زېږدي کال مسکو چاپ.

۲. افغانستان زما وروستۍ جګړه (ژباړه)، د ۱۳۸۰ ل، ۲۰۰۱ ز کال پېښور چاپ.

۳. کوچنی شاهزاده (ژباړه)، د ۱۳۸۱ل، ۲۰۰۲ ز کال مسکو چاپ.

۴. افغانستان له شخصي دوسیې څخه (ژباړه)، د ۱۳۸۲ل، ۲۰۰۳ ز کال پېښور چاپ.

۵. د ماسکو لاس (ژباړه)، د ۱۳۸۲ل، ۲۰۰۳ ز کال پېښور چاپ.

۶. د جرمني امپراتورۍ افغاني جګړه (ژباړه)، د ۱۳۸۳ل، 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 ۱۳۸۸ل 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 ۱۳۸۹ل، 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 ۱۳۸۹ل، ۲۰۱۰ ز کال پېښور چاپ.

۱۲. اعلیحضرت ازاد خان افغان (څېړنه)، د ۱۳۹۰ل، د ۲۰۱۱ ز کال چاپ.

۱۳. په تشیال کې لومړنی افغان (راټولونه او ژباړه)، د ۱۳۹۰ل، د ۲۰۱۱ ز کال چاپ.

۱۴. سردار عبدالرحمان خان او روسان (راټولونه او ژباړه)، د ۱۳۹۱ل، 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. کیمیاییي 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 I
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 978 – 0 – 9873172 – 0 – 9