

**№ 8 дәріс**  
**I - А топша элементтері**

Дәрістің жоспары:

1. I - А топша элементтеріне жалпы сипаттама.
2. I - А топша элементтерінің табиғатта таралуы, физикалық және химиялық қасиеттері, қолданылуы

**IA-топша элементтері. Жалпы сипаттама.** Периодты жүйенің IA-топшасы элементтеріне литий, натрий, калий, рубидий, цезий және франций жатады. Бұл элементтердің кейбірі бұрыннан сілтілік металдар деген атпен белгілі. Өйткені, олардың гидроксидтері күшті сілтілер (KOH, NaOH т.б.). Сілтілік металдардың сыртқы электрон қабатында бір электрон ( $ns^1$ ) болады. Олар әрқашан осы бір электронын беріп күшті тотықсыздандырғыш қасиет көрсетеді. Сілтілік металдар өте активті элементтер болғандықтан табиғатта тек қосылыстар, негізінен хлоридтер, сульфаттар, карбонаттар, нитраттар, силикаттар түрінде кездеседі. Бұл топша элементтерінің ішінен натрий мен калий табиғатта аса кең таралған, ал қалған элементтер мөлшері өте аз.

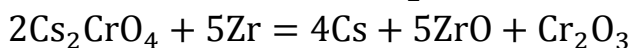
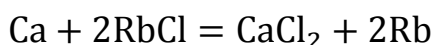
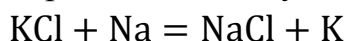
1-кесте. Сілтілік металдар қасиеттері

| Қасиеттері                              | Li     | Na     | K      | Rb     | Cs     | Fr     |
|-----------------------------------------|--------|--------|--------|--------|--------|--------|
| Рет нөмірі                              | 3      | 11     | 19     | 37     | 55     | 87     |
| Атомдық массасы, а.м.б.                 | 6,94   | 22,99  | 39,10  | 85,47  | 132,90 | 223,00 |
| Валенттілік электрон                    | $2s^1$ | $3s^1$ | $4s^1$ | $5s^1$ | $6s^1$ | $7s^1$ |
| Атом радиусы, нм                        | 0,152  | 0,186  | 0,227  | 0,248  | 0,265  | 0,280  |
| Электр терістілік                       | 0,98   | 0,93   | 0,82   | 0,82   | 0,79   | 0.7    |
| Балку температурасы, $^{\circ}\text{C}$ | 180,6  | 97,8   | 63,07  | 39,5   | 28,4   | 20.0   |
| Стандартты электродтық потенциалы, В    | - 3,05 | - 2,71 | - 2,92 | - 2,92 | - 2,92 | -      |

Топ бойынша жоғарыдан төмен қарай бұл металдардың тығыздықтары артады ( $0,536 - 1,89 \text{ г/см}^3$ ). Ал, балқу ( $180,5 - 28,64 \text{ }^\circ\text{C}$ ) және қайнау ( $1317 - 685 \text{ }^\circ\text{C}$ ) температуралары, қаттылығы кемиді.

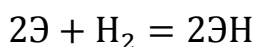
Сілтілік металдардың атомдық радиустары үлкен, иондану энергияларының, электртерістілік және электрон тартқыштығының мәндері төмен болғандықтан реакцияға түсу қабілеттері өте жоғары. Сондықтан табиғатта бос күйлерінде кездеспейді. Оларды тұздарының судағы ерітінділерін электролиздеп алуға болмайды, тек балқымалары қолданылады.

Бұл элементтер өте активті болғандықтан оларды таза күйінде алудың бірден-бір жолы – балқыған тұздарын не гидроксидтерін электролиздеу. Калий, рубидий және цезий элементтерін басқаша алуға болады:



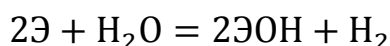
Бұл процестер, әдетте, вакуумде жоғары температурада ( $800-1000^\circ$ ) жүреді.

**Қасиеттері.** Сілтілік металдар жеңіл, оңай балқитын, күмістей ақ түсті. Олар жұмсақ, пышақпен оңай кесіледі, электр тогын жақсы өткізеді. Сілтілік металдар галогендермен, күкіртпен, фосформен әрекеттеседі. Сөйтіп тұз түзеді. Оларды сутегімен қосып қыздырса:



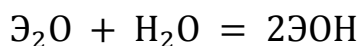
яғни тұз түзеді. Мұнда сутегінің тотығу дәрежесі 1-ге тең.

Сілтілік металдар сумен әрекеттесіп гидроксид түзіп, атомдық сутегін бөліп шығарады. Атомдық сутегі бөлінген кезде ауадағы оттегімен әрекеттесіп жарқылдап жанып кетеді:



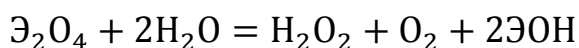
Маңызды қосылыстары. Қосылыстарда сілтілік металдар +1 тотығу дәрежесін көрсетеді. Олар тек электр тогы арқылы әрекеттесе алады.

Маңызды қосылыстарына олардың оксидтері ( $\text{Э}_2\text{O}$ ) жатады. Оксидтері – негіздік оксидтер – сумен әрекеттесіп сілтілер береді:



Сілтілік металдар гидроксидтері ақ түсті қатты заттар, суда жылу бөле өте жақсы ериді. Судағы ерітіндісі жақсы диссоциацияланады.

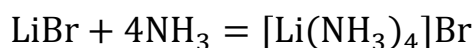
Сілтілік металдар пероксидтері және супероксидтері өте күшті тотықтырғыштар. Супероксидтер сумен оттегін бөліп әрекеттеседі:



Сілтілік металдар тұздары суда жақсы ериді. Литийдің тұзы от жалынын қызыл, натрий тұзы–сары, калий тұзы–қызыл көк түске бояйды. Олардың бұл қасиеттері анализде пайдаланылады.

Сілтілік металдардың арасында литийдің орны ерекше. Себебі оның атомдық радиусы ең кіші және тек екі электрондық қабаттан тұрады. Ол ионға айналғанда сыртында екі электрон қалады.

Сол себептен ол сілтілік металдардан гөрі магний элементтеріне ұқсас. Литий тұздарының ( $\text{Li}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Li}_3\text{PO}_4$ ) ерігіштігі нашар. Оның комплекс түзгіштік қасиеті бар:



Қолданылуы. Сілтілік металдар қазіргі кезде техникада аса кең қолданылады. Литийдің изотопынан тритий мен гелий алуға болады.

Сондықтан, литий және оның қосылыстары ракета отыны ретінде пайдаланылады. Литий қосылған құймалар аса төзімді подшипниктер жасау үшін пайдаланылады.

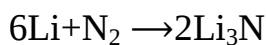
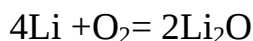
Рубидий мен цезий элементтері Күн сәулесі әсерінен валенттік электрон бөледі. Олардың бұл қасиетін фотоэлементтер жасауда қолданады. Калий мен натрий аса маңызды болғандықтан, оларға жеке тоқталамыз.

**Литий.** Li - реттік нөмері 3 атомдық салмағы 7, Li басқа сілтілік металдарға карағанда жоғары балқу температурасын көрсетеді және ауамен салыстырғанда тұрақтырақ, оның балқу температурасы 181 °C және қайнау температурасы 1330 °C, ал оның тығыздығы ең аз 0,534 г/см<sup>3</sup>. Литий - қалыпты жағдайда газ тәрізді емес элемент. Литий металы пышақпен кесуге жеткілікті жұмсақ. Ол күмістей ақ түсті. Ауада литий оксидіне дейін тотығады. Табиғи түрде кездесетін литий екі тұрақты изотоптан тұрады, <sup>6</sup>Li және <sup>7</sup>Li.

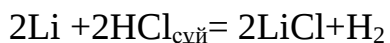
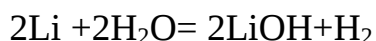
Алғаш рет металдық литийді Деви литий оксидін вольт дінгегі арқылы ыдырату жолымен алды, ал кейінірек Бунзен мен Маттисен балқытылған литий хлоридін электролиздеу арқылы алды (1855 ж.).

#### **Литидің химиялық қасиеттері.**

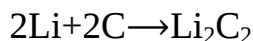
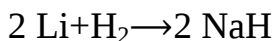
Литий химиялық өте активті. Ауадағы O<sub>2</sub> мен N<sub>2</sub> -мен әрекеттесіп, кара қабыршақ Li<sub>2</sub>O және Li<sub>3</sub>N түзе отырып тез тотығады:



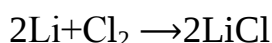
Li сумен әрекеттеседі, сұйытылған қышқылдарда литий тез ериді, бірақ концентрлі H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> оны ақырын ерітеді, ал концентрлі азот қышқылы литийді күшті тотықтыратыны сонша, ол балқып сосын жалындайды:



Барлық бейметалдармен (S, C, H<sub>2</sub> және т.б.) қыздырғанда қосылады:



Атмосферада F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, сонымен қатар бұда Br<sub>2</sub> және I<sub>2</sub> қалыпты температурада өздігінен жанады:

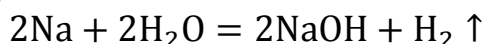


Литий және оның қосылыстары ыстыққа төзімді шыны мен керамика, литий-майлау майлары, темір, болат және алюминий өндірісіне арналған флюс қоспалары, литий металл батареялары және литий-иондық аккумуляторлар ретінде қолданылады. Литий негізіндегі препараттар көңіл-күйді тұрақтандырғыш және биполярлық бұзылыс сияқты психикалық ауруларды емдеуде антидепрессант ретінде пайдалы.

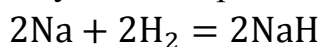
Натрий - Na - үшінші периодта, бірінші топтың негізгі топшасында орналасқан. Реттік нөмері 11 атомдық салмағы 23, Натрий атомының электрондық формуласы; 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>1</sup>, валенттілік электроны - 3s<sup>1</sup>. Натрий үнемі I валентті, тотығу дәрежесі 0, +1. Натрий жеңіл жұмсақ, жана кескен кесіндіде күмістей ақ, балқу температурасы 98<sup>0</sup>С, қайнау температурасы 883<sup>0</sup>С болатын металл, тығыздығы 0,97 г/см<sup>3</sup>.

Натрий элементі табиғатта кең тараған. Ол элементтер ішінде таралуы жағынан алтыншы орын алады. Табиғаттағы маңызды қосылысы – натрий хлориді. Ол теңіз суында көп болады да, теңіз қайтқанда тас-тұзын түзеді. Сонымен қатар ол натрий сульфатын түзу арқылы жүзеге асады. Каспий теңізінің Қарабұғаз-Гол шығанағында натрий сульфатының (Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> · 10H<sub>2</sub>O – мирабилит) бай кен орны бар. Ал дүние жүзінде натрий нитраты NaNO<sub>3</sub> тараған жер – Оңтүстік Америка, Чили жағалауы.

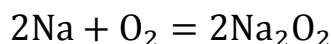
Натрий – күмістей ақ, жұмсақ металл. Оны керосин астында сақтайды. Натрий сумен қуатты әрекеттеседі:



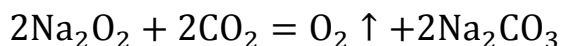
Ол оттегімен, галогендермен, күкірт және фосформен әрекеттеседі. Қыздырған кезде(350<sup>0</sup>) натрий сутегімен әрекеттесіп гидрид түзеді:



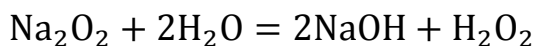
Натрий оттегінің артық мөлшерімен әрекеттескенде оксид емес, пероксид түзеді:



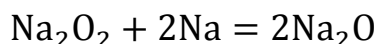
Натрий пероксидінің бір тамаша қасиеті – ауадағы  $\text{CO}_2$ -мен әрекеттесіп оттегін бөлетіні:



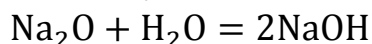
Оның бұл қасиеті сүңгуір қайықтарда, жабық противогазда т.б. қажет жерде оттегін алуға мүмкіндік береді. Натрий пероксиді тұз сияқты, суда ыдырайды:



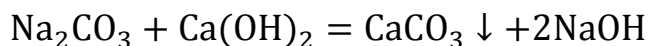
Натрий оксидін натрий пероксидіне натрий қосып қыздыру арқылы алуға болады:



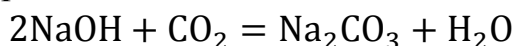
Натрий оксиді негіздік оксид, суды қосып алып сілтіге айналады:



Натрий гидроксиді (күйдіргіш натр)  $\text{NaOH}$  химия өнеркәсібіне аса қажет өнім. Оны натрий хлориді ерітіндісін электролиздеп немесе содаға ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) кальций гидроксидін қосып алады:



Натрий гидроксиді  $\text{NaOH}$  ақ түсті, суланғыш кристалл. Ауада көміртегі (IV) оксидін жұтып, карбонатқа айналады:



Натрий гидроксиді сабын, тері, тоқыма, дәрі-дәрмек жасау өнеркәсіптерінде және ауылшаруашылығында қолданылады. Оның көпшілік тұздары суда жақсы ериді. Натрий тұздарының жан-жануар тіршілігінде маңызы зор. Ол адам қаны плазмасының құрамында болады. Адам өмір бойы орта есеппен 5-10 кг натрий хлоридін тамақпен бірге пайдаланады.

Натрий тұздары халық шаруашылығында кеңінен пайдаланылады. Натрий хлориді мал өнімдерін тұздау, консервілеу үшін қолданылады. Натрий нитраты  $\text{NaNO}_3$  – аса бағалы тыңайтқыш, натрий карбонаты  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  (кристалл сода) – сабын, әйнек, тоқыма, қағаз өнеркәсібіне қажет. Сусыз натрий карбонаты  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (кальцийленген сода) – әр түрлі өнеркәсіптерде қолданылады. Натрий гидроксиді  $\text{NaOH}$  (тағамдық сода) – кондитерде, медицинада көп қолданылады. Натрий тұздары құрғақ жерде топырақта ұсталып, онын тұщылығын арттырады. Натрий топырақ сілтілігін жоғарылатып, осмостық қысымның артуы нәтижесінде қоректік заттардың өсімдік клеткасына өтуіне кедергі келтіреді. Ол өсімдіктің мезгілсіз қурап, өнімнің төмендеуіне әкеп соқтырады. Мұндай топырақты гипстеп өңдейді ( $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ).

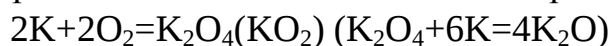
**Калий.** Калий өте актив элемент болғандықтан табиғатта тек қосылыс күйінде кездеседі. Калий топырақты өте жылжымалы болады. Ол топырақтан өсімдік клеткасына оңай өтіп, өніммен бірге алынады. Сондықтан, оның топырақтағы мөлшері кемиді. Топыраққа калийді тыңайтқыш түрінде қайтарып отыру қажет.

Калий табиғатта хлорид, сульфат түрінде болады. Атап айтқанда, ол мына минералдар құрамына кіреді: сильвинит  $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ , карналлит  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , каинит  $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ .

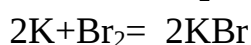
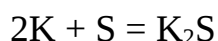
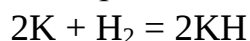
Калий – күмістей ақ түсті, жұмсақ, натрийден де активтірек металл. Оны да натрий секілді керосин астында сақтайды.

Калий ауада жанады, галогендермен, күкіртпен, фосформен тікелей әрекеттеседі.

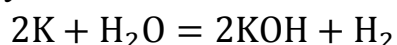
Калий оттегімен әрекеттескенде қопсыған асқын пероксид түзеді:



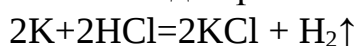
Сутекпен, күкіртпен басқа да бейметалдармен қыздырғанда, ал галогендермен өздігінен өте шабытты әрекеттеседі.



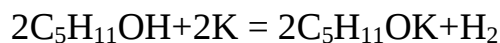
Натрий секілді сутегімен қосылып калий гидридін  $\text{KH}$  түзеді. Калий сумен жақсы әрекеттесіп сутегін бөледі:



Калий қышқылдармен әрекеттескенде тұз бен сутегі түзіледі:

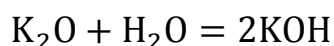


Зертханаларда калийдің қалдығы пентанолмен әрекеттестіріп жойылады:

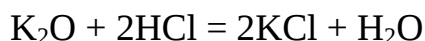
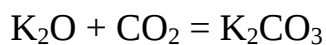


калий пентанаты (аминаты)

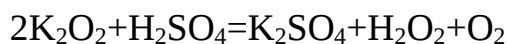
Калий оксиді негіздік оксид, сумен әрекеттесіп калий гидроксидін түзеді:



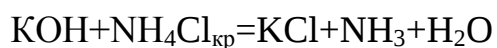
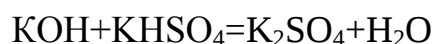
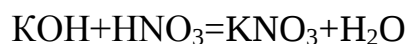
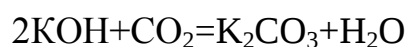
Негіздік оксид ретінде қышқылдық оксидтермен және қышқылдармен әрекеттесе алады:

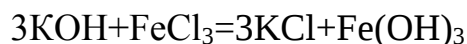


Калийдің асқын пероксиді күшті тотықтырғыш, қышқылдармен оңай әрекеттеседі:

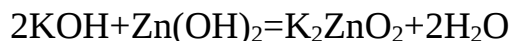


Калий гидроксиді (күйдіргіш калий) ақ түсті, суды жақсы сіңіретін зат. Негіздерге тән барлық реакцияларға түседі:





Калий гидроксиді екідайлы негізбен де әрекеттеседі:



Калий гидроксиді сабын қайнату, поташ  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , калий хлоратын  $\text{KClO}_3$  өндіру ісіне қажет.

Калийдің барлық дерлік тұздары суда жақсы ериді. Олар азот, фосфор сияқты өсімдік үшін аса қажет элемент. Ол өсімдік клеткасында жүретін фотосинтезге қатысады. Калий жетіспеген жағдайда өсімдік жапырағы қурап, ондағы крахмал мөлшері азаяды, түрлі ауруға бейім болады.

Калий топырақта өсімдікке сіңімді және сіңімсіз формада болады. Алюмосиликаттар мен силикаттар құрамындағы калий сіңімсіз формада. Сондықтан ол өсімдікке жетіспеген мөлшерін толтырып отыру қажет. Ол үшін калийлі тыңайтқыштар қолданылады. Ондай тыңайтқыштарға калий хлориді  $\text{KCl}$ , калий нитраты  $\text{KNO}_3$ , калий метафосфаты  $\text{KPO}_3$ , калий сульфаты  $\text{K}_2\text{SO}_4$  жатады.  $\text{KNO}_3$  пен  $\text{KPO}_3$ -те өсімдікке қажет екі элемент – азот, фосфор бар. Олар күрделі тыңайтқыш болып табылады.

Оның көп пайдаланылатын тұзы  $\text{K}_2\text{CO}_3$  (поташ). Ол күлдің құрамында болады. Сондықтан күл - жақсы тыңайтқыш. Сонымен қатар  $\text{K}_2\text{CO}_3$  сабын, әйнек, мата бояу өнеркәсіптерінде кеңінен қолданылады.

**Рубидий** - элементтердің периодтық жүйесінің I тобындағы химиялық элемент, атомдық нөмірі 37, атомдық массасы 85,47, сілтілік металдарға жатады. Күмістей ақ, жұмсақ металл; тығыздығы 1,532 г/см<sup>3</sup>, балқу  $t$  39 °C, қайнау  $t$  688 °C. Кристалдық торы кубты, көлемді орталықтандырылған.

Тұрақты бір изотопы  $^{85}\text{Rb}$  және әлсіз радиоактивті изотопы  $^{87}\text{Rb}$  ( $T=4,8 \cdot 10^{10}$  жыл) бар. Шашыранды элемент, көптеген тау жыныстарының құрамында кездеседі. Рубидийді 1861 ж. Р.Бунзен мен Г.Кирхгоф ашқан. Рубидий лепидолит минералының жарық спектрлерін талдау нәтижесінде ашылды. Оның спектроскопия әдісімен анықталуы жаңа әдіс болды. Тотығу дәрежесі +1, химиялық активтігі жоғары. Рубидий оттегіде тұтанып жанады, оттегі жеткіліксіз болғанда  $\text{Rb}_2\text{O}$ -ге, ал оттегі жеткілікті болғанда  $\text{RbO}_2$ -ге айналады.

Су, галоген және сұйытылған минералды қышқылдармен әрекеттескенде қопарылыс береді. Тұздары ( $\text{RbCl}$ ,  $\text{RbF}$ ,  $\text{RbBr}$ ,  $\text{RbI}$ ,  $\text{Rb}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Rb}_2\text{CO}_3$ , т.б.) суда жақсы ериді. Рубидийді вакуумда тұздарынан тотықсыздандыру арқылы алады. Оны инертті ортада ампулада сақтайды. Рубидий фотоэлемент жасауда, құймалары вакуум шамдарында газ сіңіргіш ретінде қолданылады.

Рубидий спектроскопияда әртүрлі химиялық қосылыстар мен реакцияларды зерттеу үшін эталон ретінде пайдаланылады. Кванттық

физикада рубидий атомдық лазерлер мен атомдық сағаттар эксперименттерінде қолданылады. Ол атомдар мен молекулалардың қасиеттерін зерттеуге көмектеседі. Рубидий кейде клеткалық процестерді зерттеу үшін биологиялық зерттеулерде қолданылады, себебі оның иондық формасы калиймен ұқсас. Рубидий спутниктердегі навигация және байланыс жүйелерінде пайдаланылады.

**Цезий** - атомдық нөмері 55, атомдық массасы 132,905; сілтілік металдарға жатады. Цезий — күміс түсті ақ, өте жұмсақ металл, тығыздығы 1,93 г/см<sup>3</sup> (20°С-та) , балқу  $t$  28.5 °С, қайнау  $t$  671°С, барлық қосылыстарындағы тотығу дәрежесі +1, химиялық қасиеттері жағынан калийге ұқсас, бірақ одан химиялық активтігі жоғары.

Цезийді 1860 ж. неміс ғалымдары Г. Кирхгоф және Р. Бунзен спектроскопиялық жолмен ашқан. Ол сирек элементтер қатарына жатады. Тұрақты бір изотопы <sup>137</sup>Cs( $T_{1/2}$ =33 жыл) бар, көбінесе оң зарядталған Cs<sup>+</sup> иондарын құрайды түрінде болады. Судағы геохимиялық процестерге ұшырайды, бұл олардың әртүрлі экожүйелердегі миграциясы мен тұрақтылығын анықтайды.

Ауада өздігінен тұтанып, асқын тотық (Cs<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) түзеді. Цезийді вакуумде, минералын май немесе керосинде сақтайды. Ол сумен реакцияласып Цезий гидрототығын түзеді және сутек бөледі. Сұйытылған қышқылдармен әрекеттесіп, сутекті бөледі. Галогендермен тікелей қосылысып, галогенсутек қышқылдарының тұздарын түзеді. Цезий қосылыстары лепидолит пен поллуциттен алынады. Металл цезийді 700 — 800°С температурада металл натрий және кальциймен Цезий галогенидтерін тотықсыздандыру арқылы алады. Ол фотоэлементтер дайындауда, кейбір қосылыстары медицинада, т.б. қолданылады. Цезий атомдық сағаттарда, фотоэлектрлік жасушаларда, органикалық қосылыстарды гидрирлеудің катализаторы ретінде және вакуумдық түтіктерде «гетер» ретінде қолданылады. Cs-137 изотопы қатерлі ісік ауруларында қолданылады, тағамдарды сәулелендіреді және мұнай өнеркәсібінде бұрғылау ерітінділерін қадағалайды. Радиоактивті емес цезий және оның қосылыстары инфрақызыл өртеуге, арнайы көзілдіріктер жасауға және сыра қайнатуға қолданылады.

**Франций** —ат. н. 87, ат. м. 223; ат. м. 217-ден 224-ке дейін болатын 9 радиоактивті изотопы белгілі. Ең ұзақ өмір сүретін изотопы <sup>223</sup>F ( $T_{1/2}$ =21,8 мин). Оны француз ғалымы М.Пери ашқан (1939).

Тығыздығы 2,3-2,5 г/см<sup>3</sup>, балқу  $t$  27°С, қайнау  $t$  598°С, ерітінділерінде сілтілік металдар сияқты және кристалдану кезінде цезий тұздарымен бірге тұнады. Тұрақты тотығу дәрежесі +1, химиялық қасиеттері цезий элементіне ұқсас. Франций таза күйінде алынбағандықтан, оның қасиеттері сілтілік

металдардың қасиеттеріне ұқсас деп болжауға болады. Франций барлық элементтердің ең аз электртерістігі, сондықтан ол химиялық реактивті сілтілі металл болып табылады. Теориялық тұрғыдан оның сумен реакциясы цезийге қарағанда күштірек және натрийге қарағанда әлдеқайда күштірек. Өндірілген аз мөлшерде және оның қысқа жартылай шығарылу кезеңіне байланысты франций қазіргі уақытта іргелі ғылыми зерттеулерден тыс қолданылмайды.<sup>227</sup> Ас изотопын анықтау үшін және қосылыстары медицинада қолданылады.

Франций таза күйінде алынбағандықтан, оның қасиеттері сілтілік металдардың қасиеттеріне ұқсас деп болжауға болады. Франций барлық элементтердің ең аз электртерістігі, сондықтан ол химиялық реактивті сілтілі металл болып табылады. Теориялық тұрғыдан оның сумен реакциясы цезийге қарағанда күштірек және натрийге қарағанда әлдеқайда күштірек. Өндірілген аз мөлшерде және оның қысқа жартылай шығарылу кезеңіне байланысты франций қазіргі уақытта іргелі ғылыми зерттеулерден тыс қолданылмайды.<sup>227</sup> Ас изотопын анықтау үшін және қосылыстары медицинада қолданылады.

#### Әдебиеттер тізімі:

1. Шоқыбаев Ж. Ә. Бейорганикалық химия: оқу құралы / Ж. Ә. Шоқыбаев. - Алматы : KemeI kitap, 2023. - 408 б.
2. Құлажанов, Қ. С. Бейорганикалық химия : Оқулық / Қ. С. Құлажанов, М. Ш. Сүлейменова, Қ. И. Иманбеков. - Алматы: Дәуір, 2011. - 256 б.
3. Шрайвер Д. Бейорганикалық химия : Екі томдық. Оқулық / Алматы: Полиграфкомбинат ЖШС. Т. 1/П.Эткинс.- 2012.-749б.
4. Шрайвер, Д., Эткинс П. Бейорганикалық химия: Оқулық: 2-томдық. 1-том/Қазақ тіліне ауд. Р.Г.Рысқалиева, А.И. Ниязбаева; ҚР Білім және ғылым министрлігі, ҚР Жоғары оқу орындарының қауымдастығы. - Алматы: Полиграфкомбинат, 2012. - 760 б.
5. Шолақтегі Ә. Бейорганикалық химия : оқу құралы / Алматы : Alem book, 2023. - 188 б.
6. Ж.Ә.Шоқыбаев, Д.Ә. Қаражанова, М.А.Оразбаева Бейорганикалық химияның теориялық негіздері және элементтер химиясы практикумы // Оқу құралы. Волкова Н.А. Алматы. 2013.-248 б.,
7. Ж.Ә.Шоқыбаев, Д.Ә. Қаражанова Д.Ә., М.А.Оразбаева. Химия есептері мен жаттығулары: Оқу құралы. – Алматы : Абай атындағы ҚазҰПУ «Ұлағат», Алматы - 2020ж. -242 б.

#### Қосымша әдебиеттер:

1. Н. К. Ахметов Неорганическая химия. – Алматы:КазНПУ им.Абая «Ұлағат».Ч. 1.– 2017.–220 с.
2. Керімбаева К.З. Бейорганикалық химия. Оқу құралы.- Шымкент. 2015. -154 б.

#### Интернет ресурстары:

1. <https://elib.kz/ru/search/>

2. <https://rmebrk.kz/book/69458>
3. <https://onlinelibrary.wiley.com/>
4. <https://academic.oup.com/books?login=true>