

ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ - ПОЛУЧЕНИЕ, СВОЙСТВА, ПРИМЕНЕНИЕ

В.М. Ажажа, И.Л. Гнедая

*Национальный научный центр «Харьковский физико-технический институт»,
г. Харьков, Украина*

Отражены сведения о распространенности щелочных металлов и способах их получения. Произведен анализ физико-химических свойств щелочных элементов, а также областей их применения в современной науке и технике.

ВВЕДЕНИЕ

Область применения щелочных элементов и их соединений в современном мире чрезвычайно велика и разнообразна. Она распространяется на медицину и пищевую промышленность, оптику и электронику, металлургию и атомную энергетику, что связано с рядом уникальнейших свойств этих элементов. Щелочные металлы являются полезными и необходимыми не только в виде соединений, но и в виде чистых металлов, применяемых главным образом как незаменимые добавки к сплавам и как теплоносители в атомных реакторах.

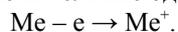
Получение энергии с помощью термоядерного синтеза является возможным благодаря использованию в них в качестве топлива лития и его соединений, из которого в процессе ядерной реакции получают тритий. Также интересно отметить, что литий играет исключительную роль в процессах протекающих в звездных системах. Согласно современным представлениям солнечная радиация на первых этапах развития солнечных систем поддерживается главным образом за счет ядерных реакций лития, бериллия и бора.

Весьма перспективным является применение щелочных металлов при создании нетрадиционных источников энергии [1,2].

1. ОБЩИЕ СВЕДЕНИЯ

Под общим названием щелочные металлы объединяют элементы главной подгруппы первой группы периодической системы элементов Д.И. Менделеева, которая включает: литий (Li), натрий (Na), калий (K), рубидий (Rb), цезий (Cs), а также крайне нестабильный элемент франций (Fr). Название «щелочные металлы» присвоено этим элементам, так как гидроксиды главных представителей этой подгруппы – натрия и калия – издавна были известны под названием «щелочей».

Одной из главных особенностей щелочных элементов является их относительно большой атомный объем и наличие на внешнем электронном слое по одному электрону, который они очень легко отдают, превращаясь в положительные однозарядные ионы:



Щелочные металлы – это наиболее типичные представители металлов, являющиеся самыми активными и в соединениях всегда проявляющие ва-

лентность 1. Восстановление же ионов этих металлов происходит с большим трудом.

Как элементы, в атомах которых происходит заполнение s-подуровня, щелочные металлы относятся к так называемым непереходным металлам.

Щелочные металлы очень мягки (наиболее мягок цезий), имеют низкую плотность (плотность увеличивается от Li к Cs), легко поддаются сжатию и обладают низким для металлов удельным весом. Характерна их чрезвычайная легкоплавкость, а также низкие точки кипения ($T_{пл}$ уменьшается от Li к Cs).

Чистая поверхность щелочных металлов обладает сильным серебристо-белым металлическим блеском за исключением цезия, который в чистом виде – золотисто-желтый. Однако блеск этих металлов можно наблюдать только на препаратах, находящихся в вакууме или на свежем срезе. На *воздухе* блестящая поверхность сейчас же тускнеет вследствие окисления, а рубидий и цезий воспламеняются. Чрезвычайно характерно, что продуктами сгорания щелочных металлов чаще всего являются не оксиды (M_2O), а пероксиды (M_2O_2).

Так как в ряду напряжений щелочные металлы стоят далеко впереди водорода, то они вытесняют его не только из кислот, но и из воды (где концентрация водородных ионов очень мала), разлагая ее и образуя сильные основания, хорошо растворимые в воде, часто называемые едкими щелочами (МОН).

Будучи слабо нагретыми в атмосфере водорода, щелочные металлы образуют солеобразные гидриды (MH), восстанавливая даже инертные атомы водорода. С водой гидриды взаимодействуют с образованием водорода и щелочи.

Энергично щелочные металлы реагируют и с *галогенами*, особенно с хлором и фтором. Эти металлы образуют большое число солей. За исключением нескольких солей лития (LiF , Li_2CO_3 , Li_3PO_4), а также солей хлорной кислоты ($MClO_4$, причем $M = K, Rb, Cs, Fr$), почти все они легко растворимы в воде.

Также следует отметить, что щелочные металлы растворяются в аммиаке, аминах и эфирах [6].

В связи со столь высокой активностью щелочных металлов их следует хранить под слоем керосина или парафинового масла.

Еще одной особенностью щелочных металлов являются их характеристические спектры. Эти металлы окрашивают пламя газовой горелки в характерный цвет и при рассмотрении окрашенного пламени в спектроскоп видны отдельные яркие линии.

Положение этих линий настолько характерно, что на этом основании щелочные металлы можно легко идентифицировать [3-5].

2. РАСПРОСТРАНЕННОСТЬ И ПОЛУЧЕНИЕ

Благодаря чрезвычайной способности к окислению щелочные металлы встречаются в природе исключительно в виде соединений. К наиболее распространенным относятся натрий и калий, остальные же щелочные металлы относятся к редким и рассеянным элементам, содержание франция – ничтожно мало (табл.1).

Таблица 1

Распространенность щелочных металлов [6-8]

Порядковый номер элемента	Символ элемента	Массовая доля, %		
		в земной коре	в воде океанов	в биосфере
3	Li	$6 \cdot 10^{-3}$	$1.5 \cdot 10^{-5}$	$1 \cdot 10^{-5}$
11	Na	2.64	1.03554	0.02
19	K	2.5	0.03875	0.3
37	Rb	$2.9 \cdot 10^{-2}$	$2 \cdot 10^{-5}$	$5 \cdot 10^{-4}$
55	Cs	$6.5 \cdot 10^{-4}$	$3.7 \cdot 10^{-8}$	$1 \cdot 10^{-5}$
87	Fr	$1 \cdot 10^{-21}$		

2.1. ЛИТИЙ

Литий распространен в природе достаточно широко. Спутник природных месторождений натрия и калия, он образует сложные минералы типа алюмосиликатов, в которых содержание лития составляет всего несколько процентов. Важнейшие из них сподумен (самый распространенный) $\text{LiAl}[\text{Si}_2\text{O}_6]$, амблигонит $\text{LiAl}[\text{PO}_4](\text{F}/\text{OH})$, лепидолит (литиевая слюда) $\text{KLi}_2\text{Al}[\text{Si}_4\text{O}_{10}](\text{Fe},\text{OH})_2$, петалит $(\text{Li},\text{Na})[\text{AlSi}_4\text{O}_{10}]$ и др. Важнейшие месторождения: Канада, США, Юго-Западная Африка, Южная Родезия, Испания, Швеция, Бразилия, Австралия. В небольших количествах литий присутствует в воде многих минеральных источников, морской воде, почве и в золе таких растений, как табак (до 0,5%), чай, хмель, сахарная свекла и др.

Литий был открыт в 1817 г. Арфведсоном (Швеция), учеником Берцелиуса, сначала в петалите, а вскоре также в сподумене и лепидолите. В 1855 г. впервые металлический литий удалось получить Деви разложением окиси лития. Бунзену и Маттиссену удалось получить металлический литий электролизом расплавленного хлористого лития. Своё название он получил от греческого *litheios* – камень, так как в отличие от натрия и калия, которые до сих пор находились только в золе растений, был найден в минерале.

Переработку литиевых руд сильно затрудняет малое содержание металла в минерале. Промышлен-

ным методом литий извлекают из предварительно измельченных и сплавленных минералов так называемым сульфатным методом: после вскрытия минерала серной кислотой происходит осаждение карбоната лития Li_2CO_3 из раствора сульфата лития Li_2SO_4 содой Na_2CO_3 . Растворением получаемого технического карбоната лития в соответствующей кислоте, например соляной HCl , с последующей перекристаллизацией может быть получена любая соль лития (LiCl). Металлический литий получают электролизом расплава смеси хлорида лития LiCl и калия KCl с применением графитового анода и стального катода. При таком методе содержание примесей составляет до 5,5%. Литий высокой степени чистоты (99,95%) получают электролизом насыщенного раствора LiCl в пиридине, разложением соединения NH_3Li в вакууме при $50 \dots 60^\circ\text{C}$ и восстановлением окиси лития алюминием в вакууме (10^{-3} мм рт. ст.) при температуре $950 \dots 1000^\circ\text{C}$.

Получение лития высокой степени чистоты, как и других щелочных металлов, представляет большую трудность. В литии согласно ГОСТ 8774-75 его содержание должно быть не менее 99,9%. Из примесей нормируется содержание натрия, кальция, калия, магния, марганца, железа, алюминия, двуокиси кремния и нитридного азота. В наибольших количествах присутствуют элементы-аналоги – калий и натрий [1, 9-13].

2.2. НАТРИЙ И КАЛИЙ

Соединения натрия и калия в общем виде встречаются примерно одинаково часто, хотя соединения калия менее распространены, чем соединения натрия.

Натрий – шестой элемент по распространенности в земной коре. Наиболее распространенными минералами являются альбит (натриевый полевой шпат) $\text{Na}[\text{Al}_3\text{O}_8]$, нитронатрит (натрионная или чилийская селитра) NaNO_3 , криолит $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$. Значительные количества натрия растворены в морской воде в виде хлористого натрия NaCl (10,6 г ионов Na^+ в 1 л морской воды). Его скопления образуют мощные отложения каменной соли (галит) во многих местах земного шара, например, Страссфурт, Галле, Тюрингия, Польша и т.д.

В верхних слоях этих отложений иногда содержатся значительные количества калия, преимущественно в виде хлористого калия и двойных солей с натрием и магнием. Однако большие скопления калиевых солей имеющих промышленное значение, встречаются редко. Имеются месторождения в Страссфурте; вблизи Соликамска, на Урале; в Клодова, Польша. Содержание хлористого калия в морской воде незначительно, примерно 40/1 по сравнению с содержанием натрия (это объясняется тем, что в противоположность соединениям натрия земная поверхность сильно адсорбирует соединения калия, так что они не достигают моря). Из земной поверхности калий попадает в растения, поэтому он всегда содержится в их золе в виде карбоната (поташа). Наоборот, содержание натрия в золе материковых растений невелико. Калий – седьмой элемент по распространенности в земной коре, входит в состав различных минералов и горных пород силикат-

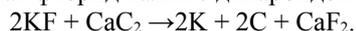
ного типа. Наиболее распространенные минералы - ортоклаз (калиевый полевой шпат) $K[AlSi_3O_8]$ и мусковит (калиевая слюда) $KAl_2[(OH,F)_2AlSi_3O_8]$, являющиеся составными частями многих распространенных пород, в частности, гранитов.

Еще в древнем Риме и Египте было известно вещество под названием *nitrum*, название относящееся к соде и поташу, которые тогда еще не могли различать. Различие «натра» от латинского названия соды и «кали» от арабского названия щелочи «алкали» было впервые отмечено в 1702 г. Шталем. Однако экспериментально различие обоих элементов было доказано только в 1736 г. Дюамелем де Монсо. В 1758 г. Маркграф установил индивидуальность обоих элементов по окрашиванию пламени. Содержание калия в минералах, а не только в растениях впервые доказал Клапрот в 1797 г. Получить свободные металлы впервые удалось Деви 1807 г., при электролизе расплава гидроксида натрия с помощью вольтова столба. Он подвергал электролизу кусок влажного едкого натра (соответственно едкого кали), лежавшего в платиновой чашке, служившей одновременно катодом.

В технике металлический натрий получают в основном двумя способами: электролизом расплавленной гидроокиси этого металла $NaOH$ с добавлением каустической соды Na_2CO_3 , применяя медный катод, никелевый анод и диафрагмы из железной проволоки, а также электролизом смеси хлоридов натрия $NaCl$ и кальция $CaCl_2$. Второй способ является более энергоемким и получаемый при этом натрий содержит примеси кальция менее 1 %.

В металлическом натрии марки ЧДА (ТУ 6-09-356-77) содержание основного компонента должно быть не менее 99,9%; из примесей нормируется содержание калия, кальция 0,02 мас.%, железа, тяжелых металлов, а также хлор- и сульфатсодержащих веществ и кремнекислоты на уровне $1 \cdot 10^{-3} \dots 4 \cdot 10^{-3}$ мас.%. В натрии повышенной степени чистоты согласно ТУ 48-4-475-86 его содержание должно быть не менее 99,99%; из примесей нормируется содержание калия. Оно не должно превышать 0,01 мас.%.

Основным исходным продуктом для получения калиевых солей и металлического калия являются его растворимые природные соли: сольвинт, карналлит и др. Металлический калий получают в промышленных масштабах электролизом расплавленного едкого кали KOH , а также карбидным способом нагревая фторид калия с дикарбидом кальция:



Спектроскопически чистый калий, свободный от растворимых газов, может быть получен термическим разложением нитрида калия KN_3 в токе азота или в вакууме ($320 \dots 360^\circ C$).

В калии повышенной степени чистоты (ТУ 48-4-476-86) содержание его составляет 99,99 мас.%, основной примесью является натрий 0,01 мас.% [1,3,4,12,13].

2.3. РУБИДИЙ И ЦЕЗИЙ

В природе рубидий и цезий весьма распространены, но встречаются в малых количествах. Месторождения этих элементов рассеяны, причем руби-

дий не образует собственных минералов. Рубидий и цезий – спутники калия в воде минеральных источников, соляных пластах и минералах. Рубидий обычно сопровождает литиевые минералы. Лепидолит содержит до 5% рубидия, карналлит (калийный минерал) – до 0,02%. Цезий также, но в значительно меньших количествах присутствует в минералах, содержащих рубидий. Собственных минералов для цезия известно два: поллуцит, или поллукс (водный алюмосиликат цезия) $Cs_2[Al_2Si_4O_{12}] \cdot nH_2O$ и родицит (водный борат алюминия, бериллия и металлов щелочной группы). В поллуците цезий может быть частично замещен натрием. Месторождения поллуцита обнаружены в США, Юго-Западной Африке и в Швеции. Также присутствие этих элементов обнаружено в золе многих растений. Рубидий накапливается в свекле, некоторых сортах цитрусовых, виноградном соке (содержание его в красных виноградных винах достигает 1,1 мг/л, в белых – 0,5 мг/л).

Рубидий и цезий были открыты в 1861 и 1866 гг. соответственно Бунзеном и Кирхгоффом в воде Дюркгаймерского (Германия) минерального источника. Это были первые элементы, открытые с помощью спектрального анализа. Рубидий получил свое название по двум характерным линиям в красной части спектра (*rubidius* – темно-красный); цезий – по двум характерным синим линиям спектра (*caesius* – сине-серый). Металлический рубидий был получен Бунзеном электролизом расплавленного хлорида (~1880 г.), металлический цезий был получен Сеттербергом в 1882 г. электролизом расплавленной смеси цианидов цезия и бария. К этому времени Бунзеном уже была получена амальгама цезия.

Методы получения рубидия и цезия сводятся к электролизу расплавленных солей (хлоридов или цианидов) и восстановлению окисей, гидроокисей, карбонатов, галогенидов, сульфатов или хроматов такими соединениями, как кальций, магний, барий, алюминий или кремний при повышенных температурах. Часто получение рубидия является побочным процессом при получении калия из карналлита и лития из лепидолита. Соединения цезия извлекаются также из поллуцита обработкой тонкоизмельченного минерала соляной кислотой с последующим дегидратированием двуокиси кремния и отфильтровыванием нерастворимого остатка.

В рубидии повышенной степени чистоты (ТУ 48-4-477-86) содержание его должно быть не менее 99,99 мас.%. Нормируется содержание элементов-аналогов: натрия, калия и цезия, их суммарное содержание не должно превышать 0,1 мас.%.

В цезии повышенной степени чистоты (ТУ 48-4-478-86) содержание его составляет 99,99 мас.%. Определяется содержание элементов-аналогов: натрия, калия и рубидия, их суммарное содержание не должно быть более $(3 \dots 8) \cdot 10^{-3}$ 0,1 мас.% [1,4,11-14].

2.4. ФРАНЦИЙ

Трудности обнаружения франция заключаются в том, что это радиоактивный элемент, не имеющий ни стабильных, ни долгоживущих изотопов. Так, ^{223}Fr – член актиноуранового ряда (родоначальник ^{235}U), являющийся одним из самых долгоживущих, имеет период полураспада 21,8 мин. 1 т природного

урана с ненарушенным равновесием содержит 0,2 мг ^{227}Ac и $3,8 \cdot 10^{-10}$ г ^{223}Fr . Последняя величина соответствует 0,17 мКюри или $4,65 \cdot 10^6$ расп/мин. В поверхностном слое Земли толщиной 1,6 км содержится лишь 24,5 г франция. В радиоактивном равновесии со всей массой земного урана находится около 500 г франция - 223. Fr^{221} – одно из промежуточных звеньев нептуниевого ряда, его равновесное количество равно $\sim 10^{-17}$ г на тонну природного урана.

Как было упомянуто ранее, франций настолько радиоактивен, что его нет в земной коре в более чем следовых количествах. Это наименее устойчивый элемент. Д.И. Менделеев предсказал возможность обнаружения в природе элемента с порядковым номером 87 еще в 1870 г. Открыт он был при помощи радиометрических методов в 1939 г. французской исследовательницей Перей, как продукт распада элементов ряда актиния.

В наше время франций получают искусственным путем на высокоэнергетическом ускорителе при распаде актиния-227 [1,7,15].

3. ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

По своим свойствам щелочные металлы очень схожи между собой, некоторые качественные различия создают увеличение заряда и атомных радиусов. Основные их физико-химические свойства приведены в табл.2.

3.1. ЛИТИЙ

Литий состоит из двух стабильных изотопов: ^6Li (7,42%) и ^7Li (92,58%). Радиоактивность можно вызвать искусственным путем, при бомбардировке атомов лития нейтронами и α -частицами. Искусственными изотопами являются ^8Li ($T_{1/2}=0,841$ с) и ^9Li ($T_{1/2}=0,168$ с).

По сравнению с другими щелочными металлами литий занимает особое место. Это серебристо-белый металл, легчайший из негазообразных при нормальных условиях элементов всплывающий даже в бензине. Литий очень мягок, но наиболее твердый из всех щелочных металлов, он значительно мягче талька (твердость талька принята за единицу по шкале твердости Мооса). Он очень вязок и легко протягивается в проволоку, легко сваривается при комнатной температуре простым спрессовыванием, может обрабатываться холодной прокаткой. По своим механическим свойствам литий заметно отличается от других щелочных металлов, и похож на свинец. Механические свойства лития чистотой 99,3% приведены на рис.1.

Подобно всем щелочным металлам во всех известных соединениях литий одновалентен. Но некоторые его свойства аналогичны свойствам щелочноземельных металлов, в частности, кальцию и магнию. Например, фториды, фосфаты и карбонаты лития, подобно карбонату кальция, малорастворимы в воде, в то время как соли других щелочных металлов растворяются хорошо. Также литий значительно более чем калий и натрий устойчив на воздухе и по отношению к воде. По своей способности соединяться с другими металлами литий также ближе к магнию.

Литий и кислород. С кислородом сухого воздуха при нормальной температуре литий не реагирует. При нагревании литий сгорает с образованием белой окиси Li_2O и лишь небольшого количества перекиси Li_2O_2 , что отличает его от других щелочных металлов.

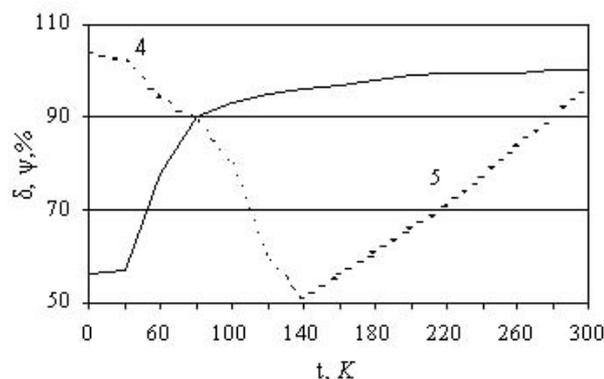
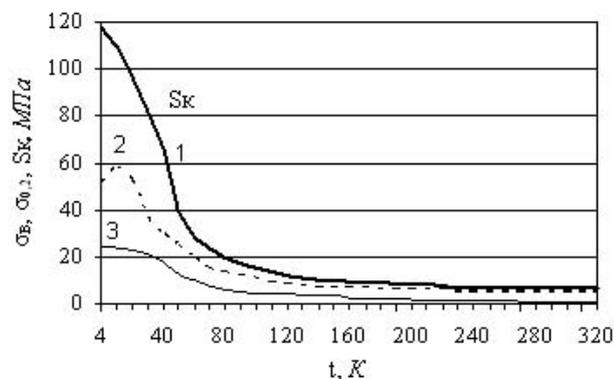


Рис. 1 Влияние температуры на механические свойства лития [16]:

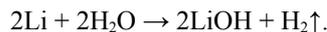
1(S_k) – истинное сопротивление разрыву; 2(σ_s) – временное сопротивление разрыву; 3 ($\sigma_{0,2}$) – предел текучести при растяжении; 4 (δ) – относительное удлинение; 5 (ψ) – относительное сужение

При соединении с водой окись лития образует гидраты, растворимость которых значительно меньше чем гидроокисей других щелочных металлов:

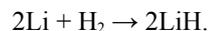


Растворимость окиси лития в воде 5,3 моль/л.

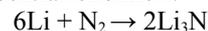
Литий и водород. Как чрезвычайно активный металл, литий разлагает воду при комнатной температуре, хотя реагирует он значительно медленнее, чем натрий:



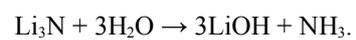
При воздействии на литий сухого водорода в пределах температур от 500 до 800 °С он дает белый кристаллический гидрид LiH , образование которого происходит со вспышкой:



Литий и азот. С азотом литий реагирует уже при комнатной температуре, а при красном калении реакция идет с воспламенением:



Азотистый литий легко разрушается водой с образованием аммиака:



Из-за способности лития соединяться с азотом воздуха его не применяют в виде металла.

Таблица 2

Физико-химические свойства щелочных металлов [1,3,4,6,8,13]

Свойства	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
1	2	3	4	5	6	7
Порядковый номер	3	11	19	37	55	87
Относительная атомная масса	6,941	22,98977	39,0983	85,4678	132,9054	223,0197
Удельный вес при 293 К	0,534	0,971	0,862	1,532	1,903	-
Атомный радиус, <i>нм</i>	0,157	0,189	0,236	0,243	0,262	2,8
Ионный радиус, <i>нм</i>	0,068	0,098	0,133	0,147	0,167	0,18
Атомный объем при 293 К, <i>см³/г-атом</i>	12,99	23,68	45,4	55,79	70,95	-
Сечение захвата тепловых нейтронов, <i>барн</i>	67	0,49	1,97	0,73	29	-
Электронная конфигурация	[He]2s ¹	[Ne]3s ¹	[Ar]4s ¹	[Kr]5s ¹	[Xe]6s ¹	[Rn]6s ¹
Тип кристаллической решетки и ее параметры, <i>нм</i>	Кубич. объемоцентрированная, <i>a</i> =0,3502 (293 К); гексагональная плотноупакованная, <i>a</i> =0,3111, <i>c</i> =0,5093 (78К)	Кубич. Объемоцентрированная, <i>a</i> =0,4282 (293 К)	Кубич. Объемоцентрированная, <i>a</i> =0,5247 (293 К)	Кубич. Объемоцентрированная, <i>a</i> =0,57 (293 К)	Кубич. Объемоцентрированная, <i>a</i> =0,605 (293 К); способен менять структуру при очень высоких 189 т189лении-ях	Кубич. Объемоцентрированная
Электроотрицательность	0,95	1,01	0,76	0,73	0,68	0,7
Энергии последовательных ионизаций, <i>Дж·10⁻¹⁹</i>	8,63 121,18 196,12	8,23 75,76 114,79	6,95 50,98 73,7	6,69 44,06 63,57	6,24 40,21 55,43	5,9 - -
Нормальный потенциал, <i>В</i>	-3,02	-2,71	-2,92	-2,92	-2,92	-3,09
Электропроводность (ртуть=1) ($\sigma_{\text{ртуть}} = 1,04 \cdot 10^2 \text{ Ом}^{-1} \cdot \text{м}^{-1}$)	11	21	14	8	5	-
Удельное электрическое сопротивление, <i>Ом·м·10⁻⁴</i>	8,12 (273 К)	4,288 (273 К)	6,992 (293 К)	11,25 (273 К)	18,3 (273 К)	45 (291 К)
Температура плавления, <i>К</i>	453,69	371	336,68	311,8	301,75	291-294
Температура кипения, <i>К</i>	1600	1156	1033,16	976	960	913-933
Теплота плавления, <i>кДж/моль</i>	3	2,605	2,3	2,31	15,8172	2,1
Теплота испарения, <i>кДж/моль</i>	133,7	106,01	-	76,02	613,2	-
Теплоемкость, <i>кДж/моль·К</i>	23 (273 К)	28 (273 К)	29 (298 К)	28,7 (293 К)	31,05 (298 К)	-
Удельная теплоемкость при 273 К, <i>Дж/кг·К</i>	3391	1205	741	335	218	141
Теплопроводность, <i>189т/м·К</i>	71,17 (293-393 К)	132,3 (293 К)	97,97 (293 К)	31,4 (323 К)	18,42 (301,5 К)	-
Упругость пара, <i>Па</i>	133,322 (1018 К) 13332,2 (1357)	-	-	133,322 (587К) 13332,2 (792 К)	133,322 (551К) 13332,2 (788 К)	-
Плотность, <i>кг/м³</i>	539 (273 К)	972,7 (293 К)	862 (293 К)	1534,8 (273 К)	1903,9 (273 К)	2100-2400
Твердость по Моосу	0,6	0,4	0,5	0,3	0,2	-
Твердость по Бринеллю, <i>Mna</i>	5	0,6867	0,4	0,022	0,015	-
Расширение при плавлении, %	1,51	2,57	2,6	2,5	2,6	-

1	2	3	4	5	6	7
Термический коэффициент линейного расширения от 293 до 393 К, $\alpha \cdot 10^{-6}$	58	71	84	90	97	-
Коэффициент сжимаемости при 303 К, $см^2/кг \cdot 10^6$ ($p=506,6$ МПа)	8,6	14,2	23,3	32,8	36,4	-
Давление истечения, МПа	16,67131	3,726527	0,882599	0,784532	-	-
Модуль упругости, ГПа	4,9	-	3,5	-	1,7	-
Вязкость динамическая, $H \cdot c/м^2$	4,548 (558,5 К)	3,87 (523 К)	2,58 (523К)	3,234 (493,1 К)	3,43 (484 К)	-
Поверхностное натяжение, $H/м \cdot 10^{-3}$	-	152-192 (723-370,83 К)	80-86 (726,89-523 К)	77 (312,5 К)	-	-
Магнитная восприимчивость при 293 К	$2,04 \cdot 10^{-9}$	-	$0,53 \cdot 10^{-9}$	$0,2 \cdot 10^{-6}$	$0,1 \cdot 10^{-6}$	-
Цвет раскаленных паров и длина волны основной спектральной линии, нм	Ярко-красный, 670,8	Желтый, 589,3	Розово-фиолетовый, 769,9-766,5	От пурпурно-красн. до оранжев., 780	От синего до фиолет.; 697,3	-
Вес кислорода, соединяющегося с 1 г элемента, z	1,152	0,348	0,204	0,094	0,06	-
Количество теплоты, выделяющейся при соединении с кислородом 1 г элемента, Дж	43249	9127	4647	1925	1297	-

Литий и углерод. При взаимодействии лития с углем в вакууме при температуре красного каления происходит образование карбида:



Карбид лития взаимодействует с водой со взрывом.

Другие свойства. Литий реагирует со всеми галогенами. Для него характерна способность образовывать различные металлоорганические соединения. Также он реагирует со спиртами с образованием алколятов, реакция идет слабее, чем с водой. При высокой температуре литий горит в углекислом газе. Он активно реагирует с кислотами [1,8-11,13].

3.2. НАТРИЙ

Природный натрий состоит из одного изотопа ^{23}Na . Известно 6 искусственных радиоактивных изотопов, из них наиболее важны ^{22}Na ($T_{1/2}=2,58$ г) и ^{24}Na ($T_{1/2}=14,97$ ч); последний изотоп образуется при облучении природного натрия нейтронами и широко применяется в медицине и биологии для исследований, а также для лечения лейкемии.

Натрий – металл с серебристым глянцем. Являясь еще мягче, чем литий, он может обрабатываться прессованием и прокаткой в холодном состоянии и хорошо сохраняет свою пластичность при охлаждении до температуры жидкого водорода. Он легко режется ножом, протягивается через фильеры, обладает приблизительно твердостью белого фосфора. При сильном охлаждении становится хрупким. В табл.3 показано влияние температуры на механические свойства натрия чистотой 99,8% ($\psi=100\%$). Натрий очень легкий и всплывает в воде. Будучи тяжелее керосина и бензина, он погружается в них и мо-

жет в этом состоянии храниться. При переходе через точку плавления теплопроводность натрия резко снижается, а при дальнейшем повышении температуры медленно возрастает.

Чрезвычайно активный по отношению к кислороду, водороду, сере и фосфору натрий инертен в отношении азота.

Таблица 3

Механические свойства натрия [16]

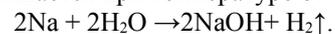
t, K	1	4	50	77	150	210	250	290
$\sigma_b, \text{МПа}$	29	27	9,8	8,8	7,8	6,8	6,8	5,9
$\sigma_{0,2}, \text{МПа}$	14	16	15	4,9	3,9	2,9	1,96	1,96
$\delta, \%$	135	130	80	70	100	120	145	165

Примечание. Обозначение величин такие же, как и для лития.

Натрий и кислород. При соприкосновении с воздухом на свежем срезе через несколько минут образуется углекислая соль натрия NaHCO_3 . Однако в отличие от калия, рубидия и цезия, натрий можно нагреть до температуры его плавления.

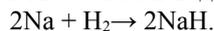
При сгорании в сухом воздухе или в кислороде натрий, как типичный щелочной металл, дает перекись натрия Na_2O_2 и небольшое количество окиси Na_2O .

Натрий и водород. Натрий разлагает воду и лед, реакция начинается при температуре от -98°C :



Образующаяся гидроокись натрия (едкий натр) хорошо растворяется в воде, ее растворимость 26,4 моль/л.

В интервале 200...400 °С один объем жидкого натрия растворяет 126 объемов водорода:



Гидрид натрия образуется при температуре 350 °С и разлагается на составные части при температуре выше 400 °С, он реагирует с водой, спиртами, аммиаком.

Натрий и азот. Непосредственно с азотом натрий не соединяется. Образование нитридов возможно только косвенным путем при помощи сильных электрических разрядов в атмосфере азота.

Натрий и углерод. С углеродом натрий также не соединяется. Образование карбида натрия Na_2C_2 происходит при взаимодействии металлического натрия с ацетиленом с последующим разложением ацетиленового металла в вакууме.

Другие свойства. Из галогенов натрий энергично реагирует только с хлором и фтором, с бромом только при температуре 200 °С, а с йодом не реагирует даже при совместном плавлении в запаянной трубке. После предварительного подогрева натрий способен восстанавливать окислы, галогидные и сернистые соединения металлов, а при температуре красного каления реагирует с СО и СО₂ выделяя углерод и образуя соду Na_2CO_3 . Со всеми известными кислотами натрий образует соли, многие из которых содержат кристаллизационную воду. Со спиртами натрий реагирует аналогично литию, но реакция идет более интенсивно с образованием алкоголятов натрия и водорода [1,3,4,8,13].

3.3. КАЛИЙ

Природный калий состоит из трех изотопов: ³⁹К (93,22%), ⁴⁰К (0,0118%) и ⁴¹К (6,77%). Слаборадиоактивный изотоп ⁴⁰К ($T_{1/2}=1,32 \cdot 10^9$ лет) распадается двумя способами: 88% атомов образуют в результате β⁻-распада ⁴⁰Са; 12% - путем К-захвата превращаются в ⁴⁰Аг. Радиоактивный ⁴⁰К наряду с ²³⁸U и ²³²Th вносит большой вклад в геотермический запас Земли (внутренняя теплота земных недр). Из искусственных радиоактивных изотопов наиболее важен ⁴²К ($T_{1/2}=12,52$ г).

Калий – типичный щелочной металл. По внешнему виду и свойствам он очень схож с натрием, но обладает еще большей активностью. Калий еще мягче чем натрий, также способен всплывать на воде. Также калий допускает обработку давлением, прокатку в холодном состоянии, так как обладает высокой пластичностью, которую сохраняет даже при низких температурах. Некоторые механические свойства калия чистотой 99,999% ($\psi=100\%$) при низких температурах приведены в табл.4. Теплопроводность калия ведет себя так же как и натрия.

Таблица 4

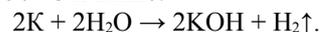
Механические свойства калия [16]

t, K	4	20	80
σ _в , МПа	5	4,12	1,86
δ, %	13	19	15

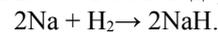
По своей химической активности калий превосходит натрий, но уступает рубидию и цезию. В отношении азота и углерода он ведет себя так же как и натрий.

Калий и кислород. На воздухе поверхность калия через несколько минут покрывается углекислой солью калия KHCO_3 , в результате окисления и поглощения СО₂ из воздуха. При нагревании калий загорается с образованием надпероксида КО₂ и незначительного количества перекиси К₂О₂ и окиси К₂О.

Калий и водород. При контакте с водой образуется бурная реакция с воспламенением выделяющегося водорода и возможным выбрасыванием кусочков калия. Разложение воды и льда происходит при температуре – 150 °С и выше:



В интервале 300...421 °С один объем жидкого калия растворяет 237 объемов водорода:



Другие свойства. Калий загорается в хлоре, фторе и парах брома, энергично реагирует при нагревании с серой, селеном и теллуром. Окиси, сернистые и галогидные соединения тяжелых металлов восстанавливаются калием до металла. Нагретые пары калия разъедают стекло, восстанавливая силикат до свободного кремния. Со спиртами калий образует алкоголяты. Калий с разбавленными растворами всех кислот на воздухе реагирует со взрывом [1,3,4,8,13].

3.4. РУБИДИЙ И ЦЕЗИЙ

Для рубидия характерна естественная радиоактивность. Он состоит из двух изотопов: стабильного ⁸⁵Rb (72,165%) и β⁻- радиоактивного ⁸⁷Rb (27,835%, $T_{1/2}=4,88 \cdot 10^{10}$ лет). Важнейший искусственный радиоактивный (β⁻) изотоп ⁸⁶Rb ($T_{1/2}=18,66$ дня).

У цезия существует единственный природный изотоп ¹³³Cs и получено 22 радиоактивных. ¹³⁷Cs является одним из продуктов деления урана, он испускает β-лучи, $T_{1/2}=27$ лет. Наряду со стронцием-90 (⁹⁰Sr) он образует самые вредные радиоактивные отходы при использовании атомной энергии.

Рубидий и цезий наиболее мягкие металлы из всех щелочных металлов. Рубидий обладает серебристо-белой окраской, цезию свойственен желтовато-золотистый оттенок. Цезий настолько легкоплавок, что в летнее время находится в жидком состоянии. Из всех стабильных простых веществ он имеет наибольший атомный объем.

По своей химической активности рубидий и цезий превосходит все ранее рассмотренные металлы. Так же, как и предшествующие два элемента, рубидий и цезий способны образовывать соединения с азотом и углеродом только косвенным путем.

Рубидий и кислород. На воздухе мгновенно покрывается серо-голубой пленкой смеси окислов Rb_2O , Rb_2O_2 , Rb_2O_4 . Также способен образовывать трехокиси Rb_2O_2 и озониды Rb_2O_2 . Большие куски металла самовоспламеняются на воздухе за несколько секунд. Металл, имеющий поверхность свободную от окислов, воспламеняется в сухом кислороде.

Рубидий и водород. С водой происходит взрывоподобная реакция, металл самовоспламеняется. Рубидий разлагает лед при температуре -108 °С. Образующаяся гидроокись рубидия RbOH – очень сильное основание.

Гидриды рубидия RbH еще менее устойчивы, чем аналогичные соединения калия и натрия, они

разлагаются в вакууме при 300 °С. Образуются при взаимодействии водорода и рубидия при температуре 350 °С.

Другие свойства. С хлором и фтором рубидий реагирует с воспламенением, а с жидким бромом – со взрывом, образуя соответствующие галоидные соединения. Многие из них совершенно не растворимы и используются для извлечения рубидия из смеси с другими щелочными металлами. Галогениды рубидия способны образовывать комплексы с галогенидами таких металлов, как: сурьма, висмут, кадмий, кобальт, медь, железо, марганец, никель, торий и др. При нагревании до 300 °С рубидий вытесняет элементарный кремний из стекла, вследствие чего стекло быстро разрушается. Соединения рубидия во многом схожи со свойствами соединений калия.

Все свойства соединений цезия максимально схожи с соединениями рубидия. В химическом отношении он является наиболее активным металлом.

При хранении на воздухе окисление, даже при нормальной температуре, идет настолько быстро, что результатом реакции является расплавление и воспламенение металла. Цезий, имеющий чистую поверхность, воспламеняется в абсолютно сухом кислороде и способен образовывать большое количество разнообразных окислов. Цезий энергично разлагает воду и лед при температуре -116 °С. Гидроокись цезия является сильнейшим основанием из всех известных. Так же, как и рубидий, цезий, энергично реагирует с галогенами, образуя соответствующие галоидные соединения. Цезий подобно литию образует самые разнообразные алкил- и арильные соединения [1,3,4,8,11,13,14].

3.6. ФРАНЦИЙ

В настоящее время известен 21 изотоп франция с массовыми числами от 204 до 224. У многих из них период полураспада составляет несколько секунд, самыми долгоживущими являются Fr^{212} ($T_{1/2}=23$ мин) и Fr^{223} ($T_{1/2}=21,8$ мин). Изотоп ^{223}Fr распадается на ^{223}Ra и β -частицы,

Сведения о франции основаны на исследовании ничтожного его количества, а также на основе экстраполяционных расчетов. Основные его физические свойства приведены в табл. 2.

Он обладает большинством свойств, характерных для других щелочных металлов, и отличается высокой электронодонорной активностью. Во всех соединениях проявляет валентность 1, образует растворимые соли и гидроксид. Его соединения малоизвестны [1,7,15].

4. ПРИМЕНЕНИЕ

4.1. ЛИТИЙ

В настоящее время ценные и в большинстве своем уникальные свойства лития и его соединений, наряду с разнообразием областей их применения, делают литий по значимости в современной технике одним из важнейших среди редких элементов.

Одной из наиболее широких областей применения лития является производство сплавов, так как он обладает способностью легко сплавляться со многими металлами с образованием интерметаллических

соединений, отличающихся большим разнообразием свойств. Так, например, при добавлении к техническому алюминию всего только 0,77% лития значительно повышается его коррозионная стойкость и механическая прочность.

Наибольший интерес представляют собой сплавы лития с кальцием, применяемые для раскисления никеля, меди и их сплавов. В свинцовые баббиты литий добавляют в количестве 0,04%. Он повышает их твердость при нормальной и повышенной температурах и сопротивление деформированию, а также понижает коэффициент трения, благодаря чему устраняется «задиранье» подшипников.

Металлический литий предложено использовать также для создания его парами инертной газовой атмосферы в отжиговых и других печах для предохранения изделий в печи от окисления и обезуглероживания.

Растворы лития (LiOH) применяются для заливки щелочных аккумуляторов, увеличивая их емкость, срок службы и повышая температурный диапазон действия.

Различные соединения лития применяют в керамике для получения эмалей и глазурей; при изготовлении стекол, пропускающих ультрафиолетовые лучи; как твердый источник для получения газообразного водорода в условиях, исключающих пользование баллонным водородом; как фиксатор азота. Важное значение имеют также соли лития, применяемые как компонент при сварке, в пиротехнике, в фотографии и медицине, при кондиционировании воздуха и др.

Монокристаллы различных соединений лития и других щелочных металлов используются для получения сцинтилляторов, применяемых для регистрации и спектрометрии частиц.

Особо следует отметить большую роль, которую играет литий в современном органическом синтезе, применяющем литий, главным образом, в виде двойного гидрида LiAlH_4 , для реакций восстановления.

Следует отметить довольно многообразные области применения лития в военном деле. Безводная гидроокись лития применялась во флоте некоторых стран для очистки воздуха от углекислоты в подводных лодках. Гидрид лития применялся воздушным флотом для наполнения шаров, поднимающих радиоприемники самолетов, потерпевших крушение.

Литий можно использовать в качестве «топлива» для реактивных двигателей. Ядро лития легко расщепляется с выделением большого количества тепла.

Важнейшая область применения лития – ядерная энергетика. Большое применение получили изотопы лития, резко различающиеся по сечению поглощения тепловых нейтронов. Значение σ (в барнах): ^6Li - 910, ^7Li - 0.033.

Расплавленный ^7Li применяется в качестве жидкометаллического теплоносителя в ядерных энергетических установках. Такие теплоносители могут использоваться в паросиловых установках, а также для интенсификации тепловых процессов различных тепловых установок.

Изотоп ${}^6\text{Li}$ – единственный промышленный источник производства трития для термоядерных реакций. В термоядерном оружии – водородной бомбе – термоядерное взрывчатое вещество находится в виде дейтерида лития-6 (${}^6\text{LiD}$).

Осуществление и управление термоядерными реакциями задача сложная и связана со многими научными и техническими проблемами. Однако работы в этом направлении чрезвычайно перспективны, так как управляемый термоядерный синтез открывает доступ к поистине неисчерпаемой кладовой ядерной энергии, заключенной в легких элементах, что является особенно важным на фоне истощения традиционных запасов энергоресурсов [2,11,13,17-20].

4.2. НАТРИЙ

С древних времен натрий применялся в виде соды в качестве моющих средств. Применение его в наше время огромно.

В металлургии металлический натрий, смеси его хлористой и фтористой солей используют в качестве модификаторов алюминиевых сплавов типа силумина, свойства которых при этом значительно улучшаются. Натрий входит в состав сплавов на свинцовой основе (баббиты). В больших количествах готовятся сплавы натрия с ртутью (амальгамы), употребляемые для извлечения золота.

Натрий применяют как добавку в органических синтезах, например в красильном производстве; в качестве осушителя эфира и других безгалогенных соединений; в лабораториях натрий используют в качестве восстановителя; в осветительной технике в качестве наполнителя натриевых газоразрядных ламп. Его используют в качестве исходного продукта при производстве перекиси натрия (моющее средство), амида натрия и натрийцианамида; для получения пищевой соли и т.д.

Соединения натрия применяют для защиты древесины, дезинфекции, фторирования питьевой воды; как консервирующий рассол, средство для отсолки при производстве мыла и органических красителей, компонент глазурей в керамической промышленности и предохранительных взрывчатых смесей, присадка при травлении алюминия; для диазотирования, в охлаждающих смесях. Важное место занимают натриевые удобрения. Гидроксид натрия NaOH – важнейшее сырье в химической промышленности, применяется в производстве целлюлозы, искусственных волокон, моющих средств, смачивателей и эмульгаторов, красителей, фенолов из минеральных масел и др. Он входит в состав электролитов, предназначенных для воронения, обезжиривания, травления алюминия. Крайне важное значение еще с древности имеет бикарбид натрия NaHCO_3 (питьевая сода), используемый в медицине для нейтрализации желудочной кислоты; пищевой промышленности как заменитель дрожжей. Карбонат натрия Na_2CO_3 (каустическая сода) – сырье для производства мыла стекла, эмалей, ультрамарина и т.д.

Жидкий натрий и его сплавы с калием применяют в качестве теплоносителей в ядерных реакторах. Весьма удобным теплоносителем его делают такие свойства, как: достаточно малое сечения захвата тепловых нейтронов; высокая температура кипения;

высокий коэффициент теплопроводности; инертность при высоких температурах по отношению к металлам, применяемым в энергетических реакторах и др.

В качестве теплоносителя натрий может использоваться в реакторах на быстрых нейтронах. Значительная по сравнению с водным и газовым теплоносителем плотность жидкого металла позволяет, перекачивая относительно малый объем, обеспечивать высокий коэффициент теплоотдачи от поверхности оболочки твела к теплоносителю. Температуру жидкометаллического натрия можно повысить на выходе из реактора до $550\text{ }^\circ\text{C}$ (реактор БН-600) и, следовательно, получить пар высоких параметров, а также довести КПД блока до 41% и использовать серийное паротурбинное оборудование.

Из-за низкой температуры кипения натрия возможна его реакция с водой водопарового (третьего) контура. По этой причине между ними включен промежуточный (второй) контур, заполненный нерадиоактивным жидким натрием. Так что такие АЭС имеют три контура (рис.2). В промежуточном контуре поддерживается большее давление по сравнению с первым для обеспечения отсутствия радиоактивности в промежуточном контуре. Так исключается контакт воды с радиоактивным натрием при появлении протечек между контурами.

Стоимость металлического натрия на Российском рынке составляет около 95 у.е. за г [2, 12, 19, 21, 22].

4.3. КАЛИЙ

Из-за высокой химической активности и высокой стоимости применение металлического калия значительно меньше, чем натрия. Жидкие (при комнатной температуре) сплавы калия и натрия, содержащие 40...90% калия, могут применяться в атомной энергетике как теплоносители на АЭС. Основное преимущество калия перед натрием как теплоносителя в ядерной энергетике заключается в его более низкой температуре плавления, другие свойства калия менее благоприятны.

Перспективно применение сплавов калия и натрия в производстве титана (для восстановления металлического Ti из TiCl_4).

Как составная часть калий входит в некоторые антифрикционные сплавы на свинцовой основе. Тонкая калиевая фольга толщиной $8\cdot 10^{-4}$ см применяется для измерения поглощения рентгеновских лучей. Из металлического калия получают смесь пероксида и надпероксида, используемую при регенерации воздуха.

Очень широкое применение соединения калия находят в виде удобрений, служащие источником калия для растений. Около 90% добываемых калийных солей используются как удобрения. Соли калия применяют также для получения галогенидов серебра, в качестве замедлителя и антиувалирующего средства в фотографических проявителях, в медицине как успокоительное средство, для консервации дресвины.

Гидроксид калия KOH применяют главным образом в производстве мыла; его используют как электролит в никель-кадмиевом аккумуляторе; как

прижигающее средство в хирургии. Вследствие своей гигроскопичности едкое кали служит в качестве осушающего средства, поглощающего двуокись углерода, а также для щелочного плавления. Нитрат калия KNO_3 – составная часть «черного пороха» (75% нитрата калия, 15% древесного угля, 10% серы), который используют в качестве мягкого взрывчатого вещества для дробления на куски залежей рыхлых минералов (соли, сланцы). Также его используют в производстве стекла и керамики; в удобрениях; как составная часть охлаждающих смесей. Карбонат калия (поташ) K_2CO_3 – продукт для получения стекол и мыл, фотографических проявителей. Используется, как разрыхлитель теста; горячий раствор служит средством для удаления CO_2 из технических газов [2,8,5,13,19].

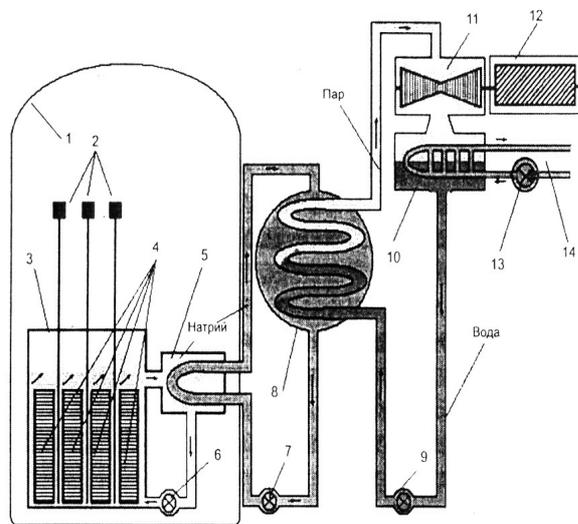


Рис. 2. Принципиальная схема АЭС с жидкометаллическим реактором на быстрых нейтронах [21]: 1 – корпус (контеймент); 2 – стержни СУЗ; 3 – корпус реактора; 4 – тепловыделяющие сборки с ядерным топливом (активная зона); 5 – промежуточный теплообменник натрий-натрий; 6 – главный циркуляционный насос первого контура; 7 – главный циркуляционный насос второго контура; 8 – парогенератор; 9 – питательный насос; 10 – конденсатор; 11 – турбина; 12 – генератор; 13 – циркуляционный насос; 14 – трубопровод внешнего охлаждения

4.4. РУБИДИЙ И ЦЕЗИЙ

Сравнительно высокая стоимость и редкость рубидиевых и цезиевых соединений, с одной стороны, и активность этих металлов по отношению к составным частям атмосферы с другой, – существенно ограничивают их применение. Однако одним из замечательных свойств этих металлов является их высокий фотоэлектрический эффект. На этом явлении основано построение фотоэлементов. В связи с низким значением ионизационных потенциалов атомы этих элементов под влиянием даже слабых источников света легко теряют свои внешние электроны. Применение фотоэлементов в современной технике чрезвычайно широко и разнообразно. В фотоэлемен-

тах цезий используется в основном в виде кислородно-серебряно-цезиевых ($Ag/Ag_2O/Cs$) и сурьмяно-цезиевых сплавов ($Cs_2O/Sb-Cs$).

Сплавы цезия с калием, барием, стронцием, используются как газопоглотители (геттеры) для создания высокого вакуума, например в радиолампах.

Рубидий используется при производстве вакуумных трубок, лазеров, магнитометров, топливных элементов.

Соли рубидия применяются иногда в медицине, а соли цезия, реже рубидия – в аналитической химии, в частности в микрохимическом анализе, использующем прекрасно выраженную способность цезиевых солей к кристаллизации. Также рубидий применяется в фармацевтике.

Важная область расширяющегося применения цезия – оптика (инфракрасная спектроскопия, оптические приспособления для приборов ночного видения, люминесцентные трубки и материалы). Также его оксиды используются для производства стекла. Цезий применяют для производства гидридов и борогидридов, аккумулирующих водород и являющихся топливом с высокой теплотворной способностью, а также дейтеридов, для разделения изотопов водорода. Интересны возможности получения металлического плутония электролизом Cs_2PuCl_6 в расплаве $CsCl$ без опасности облучения нейтронами.

Применяют соединения цезия для регистрации излучений в атомной технике. Так его используют для изготовления сцинтилляторов для детектирования α -частиц на γ -фоне с монокристаллами йодида цезия, активированного таллием. Раздельная регистрация основана на различной длительности сцинтилляций в кристалле $CsI(Tl)$, создаваемых α -частицами и электронами.

Нуклид цезия-137 заменяет кобальт-60 в медицинских источниках γ -излучения и в промышленной радиографии для дефектоскопии металлов. Преимущество ^{137}Cs по сравнению с ^{60}Co заключается в меньшем весе требующейся защиты от γ -излучения.

Все шире цезий используют в разработке преобразователей тепловой энергии в электрическую (ТЭПы). ^{137}Cs используются в производстве высоковольтных маломощных источников тока (атомных батарей).

Интересной является возможность использования «цезиевой плазмы» как рабочее тело в межпланетных ракетных (реактивных) двигателях в связи с наименьшим потенциалом его атомов, низкой температурой кипения и большим атомным весом.

Стоимость металлического рубидия на Российском рынке составляет около 35 у.е. за грамм, циркония – 30 у.е. за грамм [1,11,13].

4.5. ФРАНЦИЙ

Несмотря на малую продолжительность жизни, франций нашел практическое применение для определения актиния в природных объектах. Раньше эта процедура осуществлялась путем измерения активности всех продуктов распада ^{227}Ac после установления равновесия через три месяца. Перей разработала очень быстрый метод определения актиния по дочернему францию. Франций отделяют от актиния через 3 ч после выделения последнего из природных

продуктов и измеряют β -активность ^{223}Fr . Этот метод позволяет определить активности с достаточной точностью в присутствии других радиоактивных элементов.

^{223}Fr широко используется в биологических исследованиях. Он избирательно накапливается в опухолях на ранних стадиях заболевания, и сразу после начала заболевания проявляется повышение его активности в пораженной ткани. Такой способ диагностики раковых заболеваний без всякого вреда для организма вследствие очень короткого времени жизни ^{223}Fr или ^{212}Fr является весьма перспективным [1,7,8,15].

ЗАКЛЮЧЕНИЕ

Из всего вышесказанного очевидно, что щелочные металлы широко применяются в развитии новых отраслей науки и техники. При этом необходимо учитывать, что часть этих металлов остается в геохимическом смысле редкими элементами. Отсюда вытекает задача – обстоятельного изучения их свойств, особенно в областях МГД - генераторов, аккумуляторов водорода, атомной и термоядерной энергетики, оптики, электроники с целью более широкого их использования в науке и новых технологиях.

ЛИТЕРАТУРА

1. Б.А. Введенский, С.В. Вонсовский, Б.М. Вул. *Физический энциклопедический словарь*. М.: «Советская энциклопедия», 1962.
2. *Атомная наука и техника в СССР*. М.: «Атомиздат», 1977, 360 с.
3. Г. Реми. *Курс неорганической химии*. Т. 1 / Пер. с нем. / Под ред. А.В. Новоселовой. М., 1963, 920 с.
4. *Химия: Справочное руководство* / Пер. с нем. Л.: «Химия», 1975, 576 с.
5. В. Шретер, К.-Х. Лаутеншлегер, Х. Бибрак и др. *Химия: Справ. изд.* М.: «Химия», 1989.
6. И.Т. Гороновский, Ю.П. Назаренко, Е.Ф. Некряч. *Краткий справочник по химии*. Киев: «Наукова думка», 1987, 831 с.
7. А.К. Лаврухина, А.А. Поздняков. *Аналитическая химия технеция, прометия, аstatина и франция*. М.: «Наука», 1966, 307 с.
8. *Физика твердого тела: Энциклопедический словарь*. В двух томах. Киев, 1996.

9. Ф.И. Шамрай. *Литий и его сплавы*. М.: Академия наук СССР, 1952, 284 с.
10. *Литий: Сборник переводов* / Под ред. О.С.Сергеевой. М.: Изд. иностр. лит., 1954, 106 с.
11. О.А. Сонгина. *Редкие металлы*. М.: «Металлургиздат», 1955, 384 с.
12. Г.Г. Девярых, Ю.А. Карпов, Л.И. Осипова. *Выставка-коллекция веществ особой чистоты*. М.: «Наука», 2003, 236 с.
13. М.П. Славинский. *Физико-химические свойства элементов*. М.: «Металлургиздат», 1952, 763 с.
14. *Цезий: Сборник статей* / Под ред. В.Е. Плющева. М.: Изд. иностр. лит., 1963, 232 с.
15. *Популярная библиотека химических элементов*. М.: «Наука», 1983.
16. А.В. Бобылев. *Механические и технологические свойства металлов: Справочник*. М.: «Металлургия», 1980, 296 с.
17. *Материаловедение жидкометаллических систем термоядерных реакторов* / Под ред. Л.Д. Никулиной. М.: «Энергоатомиздат», 1989.
18. *Функциональные материалы для науки и техники: Сборник статей* / Под ред. В.П.Семиноженко. Харьков: «Институт монокристаллов», 2001, 624 с.
19. В.М. Боришанский, С.С. Кутателадзе, И.И. Новиков, О.С. Федынский. *Жидкометаллические теплоносители*. М.: «Атомиздат», 1967, 299 с.
20. Е.Д. Волков, В.И. Лапшин, В.Г. Маринин, И.М. Неклюдов О возможности организации в Украине научно-технических и технологических исследований в обеспечение разработки экспериментальной установки для реализации реакции термоядерного синтеза // *Труды XIV Международной конференции по физике радиационных явлений и радиационному материаловедению*. Харьков, ННЦ ХФТИ, 2000, 382 с.
21. В.А. Красноселов, А.Ф. Грачев. *Введение в атомную энергетику*. Ульяновск, 2004.
22. А.С. Копылов, Е.И. Верховский. *Спецводоочистка на атомных электростанциях*. М.: «Высшая школа», 1988, 208 с.

ЛУЖНІ МЕТАЛИ – ОТРИМАННЯ, ВЛАСТИВОСТІ, ЗАСТОСУВАННЯ

В.М. Ажана, І.Л. Гнедая

Надано інформацію про поширеність лужних металів та засоби їх отримання. Проведено аналіз фізико-хімічних властивостей лужних елементів, а також галузей їх застосування в сучасній науці та техніці.

ALKALI ELEMENTS – RECEIPT, PROPERTIES, APPLICATION

V.M. Ahzaha, I.L. Gneda

In the article the informational of alkali elements natural occurrence and techniques of obtaining is cited. It is made analysis of alkali elements physical and chemical properties. The application in contemporary science and technology are consideration.