

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования

**«НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ
ТОМСКИЙ ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

УТВЕРЖДАЮ
Проректор-директор ФТИ

_____ О.Ю. Долматов
« __ » _____ 2014 г.

ЧАСТНЫЕ РЕАКЦИИ ЛИТИЯ

Методические указания к выполнению лабораторной работы
по курсу «Химия редких элементов» для студентов III курса,
обучающихся по специальности 240501 «Химическая технология
материалов современной энергетики»

Составители Г.Н. Амелина, И.И. Жерин

Издательство
Томского политехнического университета
2014

УДК
ББК
М

Частные реакции лития: методические указания к выполнению лабораторных работ по курсу «Химия редких элементов» для студентов III курса, обучающихся по специальности 240501 «Химическая технология материалов современной энергетики». / сост.: Г.Н. Амелина, И.И. Жерин; Томский политехнический университет. – Томск: Изд-во Томского политехнического университета, 2013. – 15 с.

УДК
ББК

Методические указания рассмотрены и рекомендованы
к изданию методическим семинаром кафедры
ХТРЭ ФТИ
«_____»_____2014 г.

Зав. кафедрой ХТРЭ
доктор технических наук,
профессор

_____ *А.Н. Дьяченко*

Председатель
учебно-методической комиссии

_____ *А.В. Вильнина*

Рецензент
Кандидат химических наук
доцент кафедры ХТРЭ ФТИ
Р.В. Оствальд

© Составление. ФГБОУ ВПО НИ ТПУ, 2014
© Амелина Г.Н., Жерин И.И., составление, 2014

1. ОБЩИЕ СВЕДЕНИЯ

1.1. История открытия

Литий был открыт в 1817 г. шведским химиком Арфведзоном в минерале петалите, найденном в железных рудниках на острове Утё (Швеция). Свое название литий получил в знак того, что был найден в минерале – камне («литеос» по гречески означает «камень»), а не в золе растений, из которой в то время добывался калий. Вскоре Арфведзон обнаружил литий в других минералах – сподумене и лепидолите, а Берцелиус – в некоторых минеральных источниках Европы (Карлсбад, Мариенбад). В 1818 г. Деви впервые получил металлический литий разложением оксида лития электрическим током. В значительных количествах литий был получен Бунзеном и Маттисеном в 1855 году электролизом его расплавленного хлорида.

Литий достаточно широко распространен в природе, содержание его в земной коре составляет $6,5 \cdot 10^{-3} \%$ – это больше, чем Ag, Hg, Sn, Pb, As, Bi. В свободном состоянии литий не встречается из-за большой химической активности.

Литиевые минералы, которых известно около 150, сравнительно редко встречаются в виде крупных залежей. Основные минералы, содержащие литий и имеющие промышленное значение – это сподумен, петалит, лепидолит, амблигонит. Перспективные источники сырья для производства лития – межзернистая рапа соленосных отложений (41% мировых экзогенных запасов) и подземные воды (до 10 мг/л). Общие запасы Li_2O в недрах и водах зарубежных стран, кроме вод Мирового океана, составляют около 24 млн. т. Наиболее крупные разведанные месторождения промышленных руд находятся в США, Канаде, Чили, Зимбабве, Бразилии и Намибии. На территории бывшего СССР и в России также есть месторождения лития.

Природный литий состоит из двух стабильных изотопов: ${}^6_3\text{Li}$ и ${}^7_3\text{Li}$ (соответственно 7,52 и 92,48 % в природной смеси). Получены также искусственные радиоактивные изотопы (короткоживущие): ${}^8_3\text{Li}$ с периодом полураспада $T_{1/2}=0,84$ сек и ${}^9_3\text{Li}$ ($T_{1/2}=0,168$ сек).

С точки зрения практического применения в ядерной энергетике важной особенностью лития является большое различие в значениях поперечного сечения захвата тепловых нейтронов его природными изотопами: $\sigma(\text{Li}^6)= 910$ барн, $\sigma(\text{Li}^7)= 0,033$ барн; для естественной смеси

$\sigma = 67$ барн*.

2. СВОЙСТВА ЛИТИЯ И ЕГО СОЕДИНЕНИЙ

2.1. Физико-химические свойства открытия

Литий (Lithium) – химический элемент главной подгруппы I группы периодической системы Д. И. Менделеева. Порядковый номер 3; атомный вес 6,941; электронная формула $1s^2 2s^1$; атомный объем 13,1 см³/г-атом; атомный радиус 1,57 Å; Во всех известных соединениях находится в состоянии окисления +1.

Литий стоит первым в ряду напряжений: его нормальный потенциал $-3,02$ В – наиболее отрицательный из всех известных, что объясняется тем что ион лития имеет наименьший радиус среди всех щелочных металлов, но в водном растворе в результате сильной гидратации он имеет наибольший радиус. Этим объясняется значительно меньшая его подвижность по сравнению с подвижностью ионов калия и натрия. Из всех щелочных элементов только у атома лития валентному электрону предшествует устойчивая электронная оболочка типа гелия (электронная формула атома натрия уже $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$). Она оказывает большое поляризующее действие на другие ионы, атомы и молекулы, но сама весьма мало поляризуется под их влиянием. Этим можно объяснить относительно меньшую термическую устойчивость солей лития в ряду соединений щелочных металлов и отсутствие у лития достаточно устойчивых соединений с комплексными анионами.

Литий – серебристо-белый металл, быстро тускнеющий на воздухе вследствие образования темно-серой пленки, состоящей из нитрида и оксида лития. Самый легкий металл: плотность твердого $0,537$ (20°C), расплавленного (200°C) $0,509$ г/см³. При обычной температуре кристаллизуется в кубической объемно-центрированной решетке (α -модификация), под действием пластической деформации при низкой температуре (-133°C), переходит в β -модификацию с кубической гранецентрированной решеткой.

Среди всех щелочных металлов литий наиболее тугоплавкий ($180,5^\circ\text{C}$) и высококипящий (1317°C).

Литий – весьма пластичный и вязкий металл, хорошо обрабатывается прессованием и прокаткой, легко протягивается в проволоку,

* Барн – единица измерения эффективного поперечного сечения (сечения захвата) ядерных процессов, $1\text{барн} = 10^{-24}$ см².

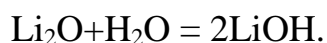
свободно режется ножом. Однако он тверже других щелочных металлов вследствие большой прочности кристаллической решетки, сформированной из атомов с меньшим радиусом: твердость по Моосу 0,6.

2.2. Свойства соединений лития

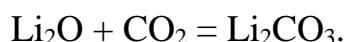
Соединения лития с кислородом

Оксид лития Li_2O

Оксид лития Li_2O – бесцветное кристаллическое вещество с кубической гранецентрированной решеткой, гигроскопичен; плотность $2,013 \text{ г/см}^3$ (25°C), температура плавления 1427°C , кипения – около 2600°C , теплота образования $\Delta H_{298}^\circ = -142,4 \text{ ккал/моль}$. Проявляет свойства основных оксидов. Легко, но менее энергично, чем оксиды других щелочных элементов, соединяется с водой, образуя $LiOH$:



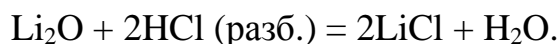
Поглощая CO_2 из воздуха, Li_2O переходит в карбонат Li_2CO_3 :



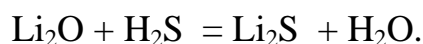
Не восстанавливается водородом, углеродом или его оксидом, поэтому получить из Li_2O металл можно, лишь действуя алюминием, магнием, кремнием выше 1000°C .

Оксид лития можно получить непосредственным окислением металла выше 200°C – этим литий существенно отличается от других щелочных металлов, которые в аналогичных условиях дают пероксидные соединения. Можно получить Li_2O , нагревая нитрат, гидроксид или карбонат лития в токе сухого водорода выше 800°C .

С разбавленными кислотами оксид лития дает соли этих кислот:



При температуре $900\text{--}1000^\circ\text{C}$ с сероводородом образует сульфид лития:



При взаимодействии оксида лития с диоксидом кремния, в зависимости от температуры, образуется ортосиликат Li_4SiO_4 или метасиликат лития Li_2SiO_3 :

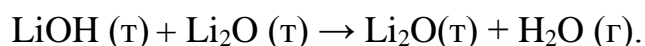


Оксид лития сильно корродирует большинство коррозионностойких материалов, особенно при температуре выше 1000°C , разъедает большинство оксидов и металлов. При температуре ниже 1000°C при контакте с оксидом лития устойчивы платина, золото, никель.

Гидроксид лития LiOH.

Гидроксид лития LiOH – бесцветное кристаллическое вещество. Плотность при обычной температуре $2,54\text{ г/см}^3$; температура плавления $471,1^\circ\text{C}$ – выше, чем у гидроксидов других щелочных металлов; плавится без разложения; температура кипения (с разложением) 925°C .

В термическом отношении недостаточно устойчив: при нагревании разлагается (около 1000°C диссоциация полностью завершается):

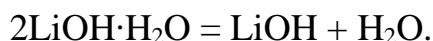


Склонность к разложению при нагревании выражена более резко, чем у NaOH и KOH, но менее, чем у гидроксидов щелочноземельных элементов. Значительно менее гигроскопичен, чем NaOH и KOH. На воздухе сильно карбонизируется, образуя Li_2CO_3 :



Для LiOH характерна невысокая сравнительно с гидроксидами других щелочных металлов растворимость в воде: примерно в пять раз (по массе) меньше, чем у NaOH и KOH, но он примерно в 100 раз более растворим, чем Ca(OH)_2 , и почти в четыре раза более, чем Ba(OH)_2 . Растворимость LiOH в воде (в моль/л): $5,3$ (15°C) и $5,4$ (30°C), соответственно NaOH $26,4$ и $29,8$, у KOH $19,1$ и $22,6$.

Из водного раствора гидроксид лития кристаллизуется в виде моногидрата лития $\text{LiOH}\cdot\text{H}_2\text{O}$, который представляет собой бесцветные кристаллы моноклинной сингонии. Плотность $\text{LiOH}\cdot\text{H}_2\text{O}$ при обычной температуре $1,51\text{ г/см}^3$. Обезвоживается $\text{LiOH}\cdot\text{H}_2\text{O}$ лишь выше 600°C , но в вакууме или атмосфере водорода – при $400\text{--}450^\circ\text{C}$:



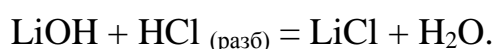
Растворимость $\text{LiOH}\cdot\text{H}_2\text{O}$ при 10°C $22,3\text{ г}$, при 80°C $26,8\text{ г}$ в 100 г

воды.

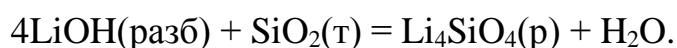
Гидроксид лития и его концентрированные растворы уже при обычной температуре разрушают стекло и фарфор, что делает необходимым парафинирование тары.

Гидроксид лития – сильная щелочь, которая в расплавленном состоянии можно получить только в никелевых или серебряных сосудах, так как он окисляет многие металлы (железо, платину и др.) и конструкционные материалы, сплавы (монель-металл разрушается даже в восстановительной атмосфере) и другие материалы. Золото вполне устойчиво к действию расплавленной LiOH.

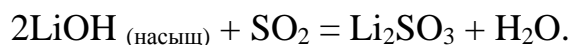
С разбавленной соляной кислотой гидроксид реагирует по реакции:



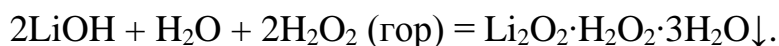
С оксидом кремния при комнатной температуре образует ортосиликат:



С диоксидом серы образует сульфат лития:



Из гидроксида лития можно получить диоксид лития косвенным путем. Сначала получают твердую соль состава $\text{Li}_2\text{O}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O} \downarrow$ – пероксогидрат – добавлением 30%-ного пероксида водорода к концентрированному раствору гидроксида лития с последующим разбавлением смеси спиртом:



Из пероксогидрата путем высушивания его над P_2O_5 в вакууме выделяют безводный диоксид лития:

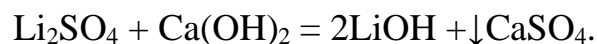
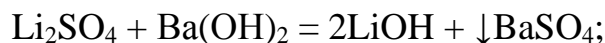
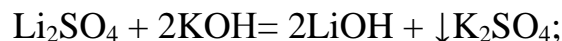


С хлором образует гипохлорит лития LiClO и хлорат лития LiClO_3 :



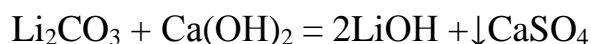
Гидроксид лития может быть получен следующими способами.

1. Обменной реакцией между сульфатом лития и гидроксидами калия, бария или кальция:



Отделение гидроксида лития от продуктов реакции основано на малой растворимости последних в воде по сравнению с гидроксидом лития.

2. Обменным разложением карбоната лития гидроксидом кальция (гашеной известью):



Равновесие реакции сдвинуто в правую сторону, что очень важно для достижения высокого выхода LiOH. Эта реакция имеет промышленное значение.

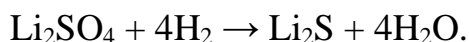
3. Электролизом хлорида лития на ртутном катоде. Гидроксид лития значительно менее растворим в воде, чем гидроксиды остальных щелочных металлов. Растворимость его возрастает с повышением температуры. Ниже приведена зависимость плотности раствора гидроксида лития от его концентрации.

Соли лития

Сульфат лития Li_2SO_4

Сульфат лития Li_2SO_4 может быть получен при взаимодействии серной кислоты с элементарным литием или его карбонатом. Из растворов обычно выделяется одноводная соль (моногидрат); безводную соль можно получить прокаливанием кристаллогидрата при температуре 500°C . Безводный сульфат лития представляет собой мелкие белые призматические кристаллы, существующее в трех модификациях: моноклинная α -модификация устойчива при обычной температуре, около 500°C переходит в гексагональную или орторомбическую β -модификацию, которая при $575\text{--}578^\circ\text{C}$ превращается в кубическую γ -модификацию, существующую вплоть до температуры плавления, Плотность $\alpha\text{-Li}_2\text{SO}_4$ при обычной температуре $2,22 \text{ г/см}^3$ температура плавления 859°C . В термическом отношении сульфат лития более устойчив, чем другие его растворимые соли, но менее, чем сульфаты остальных щелочных элементов: подобно им

восстанавливается до сульфида Li_2S водородом при $620\text{--}700^\circ\text{C}$ и аммиаком при $720\text{--}800^\circ\text{C}$:



В отличие от сульфатов натрия и калия, сульфат лития не образует в обычных температурных условиях соединений типа квасцов $\text{Me}^+\text{SO}_4 \cdot \text{Me}^{3+}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$. Литиевые алюмоквасцы существуют лишь ниже -2°C в узкой области системы $\text{Li}_2\text{SO}_4\text{--Al}_2(\text{SO}_4)_3\text{--H}_2\text{O}$. Он отличается склонностью к образованию двойных и смешанных комплексных солей с сульфатами других щелочных металлов: MeLiSO_4 (где Me : K^+ ; Na^+ ; NH_4); $\text{Me}_3[\text{Li}(\text{SO}_4)_2] \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; $\text{Me}_4\text{Li}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ (где Me : K^+ ; Na^+) и некоторых других, более сложных солей.

Сульфат лития характеризуется высокой растворимостью в воде, но которая ниже чем у хлорида или нитрата лития. С повышением температуры растворимость соли заметно падает.

В равновесии с насыщенным раствором Li_2SO_4 в широком интервале температур находится его моногидрат $\text{Li}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$. В абсолютном этиловом спирте, ацетоне, метил- и этилацетате, пиридине Li_2SO_4 абсолютно не растворим.

Литий образует кислый сульфат лития LiHSO_4 – бисульфат, но он менее устойчив, чем бисульфаты остальных щелочных металлов (устойчивость кислых сульфатов щелочных металлов возрастает с увеличением атомной массы). Бисульфат лития в водном растворе разлагается на сульфат лития и серную кислоту; под давлением разложение идет быстрее; при нагревании до 340°C кислый сульфат лития превращается в нормальный сульфат по реакции:



Сульфат лития может быть получен при взаимодействии H_2SO_4 с литием, Li_2O , LiOH , но обычно его получают по реакции между Li_2CO_3 и H_2SO_4 :



После упаривания раствора выделяется моногидрат $\text{Li}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ в виде тонких моноклинных табличек; прокаливание $\text{Li}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ примерно при 500°C приводит к получению мелких призматических кристаллов безводной соли.

Нитрат лития LiNO₃

Нитрат лития LiNO₃ – бесцветное прозрачное кристаллическое вещество гексагональной сингонии, существующее в виде кристаллов ромбоэдрической формы, плотность 2,36 г/см³ (20°C), температура плавления 254°C. При 600°C LiNO₃ начинает разлагаться, выделяя кислород и оксиды азота:



Нитрат лития весьма гигроскопичен, обладает высокой растворимостью в воде, легко образует пересыщенные растворы; растворимость резко увеличивается с повышением температуры. В водном растворе он сильно диссоциирован: степень его диссоциации в 0,1 М растворе 84%, в 0,001 М растворе 97,5%.

Из водных растворов нитрат лития выделяется в виде кристаллогидратов. Количество кристаллизационной воды в кристаллах зависит от температуры их выделения: до 30°C существует тригидрат LiNO₃·3H₂O, в интервале температур 30–60°C существует полугидрат LiNO₃·0,5H₂O, а выше 60°C – безводная соль. Нитрат лития растворяется во многих органических растворителях (этиловый спирт, ацетон, пиридин и др.) и в жидком аммиаке.

Нитрат лития получают взаимодействием LiOH или Li₂CO₃ с разбавленной HNO₃, последующим глубоким упариванием раствора и нагреванием остатка в вакууме до 200°C.

Фосфат лития Li₃PO₄

Фосфат лития Li₃PO₄ – бесцветное кристаллическое вещество ромбической сингонии. Плотность при обычной температуре 2,41 г/см³. Термически устойчив: не плавится и не разлагается до температуры красного каления; температура плавления 837°C.

Ортофосфат лития Li₃PO₄ – одна из наименее растворимых солей лития: в 100 г воды растворяется 0,022 г при 0°C, 0,034 г при 18°C. В присутствии раствора аммиака растворимость Li₃PO₄ в воде уменьшается, а в присутствии аммонийных солей (например, NH₄Cl) увеличивается, возможно вследствие процессов комплексообразования в растворе. Легко разлагается сильными кислотами, труднее – уксусной. При получении ортофосфата лития из водных растворов при нормальной температуре образуется кристаллогидрат Li₃PO₄·2H₂O, который после многодневной сушки при 60°C теряет часть кристаллизационной воды и

превращается в полугидрат $\text{Li}_3\text{PO}_4 \cdot 1/2\text{H}_2\text{O}$, а выше 120°C становится безводной солью.

Ортофосфат лития термически устойчив: при нагревании до температуры 600°C не плавится, не ошлаковывается и не разлагается.

Известны также двойные ортофосфаты лития и аммония, лития и щелочных металлов. Эти соли, как правило, лучше растворимы в воде, чем средний фосфат лития.

Получают Li_3PO_4 , действуя на растворы солей лития фосфатом калия или (чаще) натрия. Возможно также осаждение с помощью гидрофосфата Na_2HPO_4 в слабощелочном растворе:



В отсутствие NaOH образуется растворимый дигидрофосфат LiH_2PO_4 , что вызывает потери лития в растворе.

Карбонат лития Li_2CO_3

Карбонат лития Li_2CO_3 – бесцветное мелкокристаллическое вещество, призматические кристаллы которого принадлежат к моноклинной сингонии; плотность при 0°C $2,11 \text{ г/см}^3$. Литературные данные о температуре плавления Li_2CO_3 противоречивы, так как вблизи плавления (или одновременно с ним), он начинает диссоциировать, образуя оксид лития Li_2O , который в расплаве Li_2CO_3 очень агрессивен (разрушает корунд, алунд, диоксид циркония и платину). По-видимому, 732°C – наиболее надежная температура плавления Li_2CO_3 .

Диссоциация Li_2CO_3 ускоряется в токе водорода; при 800°C удаляется значительная часть CO_2 . Еще легче протекает диссоциация Li_2CO_3 в вакууме: при остаточном давлении 1 мм рт. ст. выделение CO_2 начинается при 600°C и заканчивается при 850°C .

Карбонат лития по ряду свойств напоминает карбонат кальция. Растворимость Li_2CO_3 значительно ниже, чем растворимость карбоната любого щелочного металла. Так, при 20°C она составляет (в г на 100 г H_2O): Li_2CO_3 –1,33, для сравнения, растворимость Na_2CO_3 – 21,5 и K_2CO_3 – 110,5 г на 100 г H_2O соответственно.

Кристаллогидратов Li_2CO_3 не образует. В водных растворах постепенно гидролизуется; при кипении гидролиз усиливается. Добавление солей щелочных металлов (за исключением карбонатов) и солей аммония увеличивает растворимость Li_2CO_3 в воде, что объясняется комплексобразованием.

Карбонаты щелочных металлов не образуют с Li_2CO_3 ни двойных, ни типично комплексных соединений. Они понижают растворимость

Li_2CO_3 (действие одноименного иона), поэтому наиболее доступные из них используются для выделения лития в виде Li_2CO_3 .

Если пропускать CO_2 через водную суспензию Li_2CO_3 , то карбонат лития растворяется вследствие образования более растворимого гидрокарбоната:



LiHCO_3 по сравнению с гидрокарбонатами других щелочных металлов неустойчив и может существовать в растворе при температуре не выше 90°C , если в равновесии с ним находится CO_2 . В обычных условиях при нагревании растворов LiHCO_3 разлагается, выделяя Li_2CO_3 . Растворимость LiHCO_3 уменьшается с повышением температуры; при атмосферном давлении она составляет в (г/л): 126,2 (2°C), 75,9 (25°C), 24,6 (90°C). В спирте, ацетоне, этилацетоне и многих других органических растворителях Li_2CO_3 не растворяется.

Чистый Li_2CO_3 можно получить, пропуская CO_2 в раствор LiOH . Но в промышленности его получают, действуя поташом или преимущественно содой (в виде сухих солей или растворов) на растворы солей лития вблизи их температуры кипения (90°C). Так как Li_2CO_3 растворим в растворах LiCl и LiNO_3 значительно меньше, чем в растворе Li_2CO_3 , то наиболее полно выделить Li_2CO_3 можно из растворов первых двух солей. Однако обычно осаждают из технических растворов Li_2SO_4 , так как они непосредственно получают после разложения рудных концентратов..

Карбонат лития – важнейшее промышленное соединение лития, поскольку извлечение лития из исходного сырья часто заканчивается осаждением именно Li_2CO_3 . В то же время Li_2CO_3 – промежуточный продукт, источник для производства другого технически важного соединения – LiOH и многочисленных солей лития.

Хлорид лития LiCl

Хлорид лития LiCl может быть получен при непосредственном соединении лития с хлором или при растворении карбоната или гидроксида лития в соляной кислоте.

Хлорид лития представляет собой белые кристаллы правильной формы с плоскоцентрированной решеткой типа NaCl . Плотность сухой соли равна 2,07 г/см (20°C). Хлорид лития плавится при 614°C , добавление хлорида калия снижает температуру плавления хлорида лития. Температура кипения хлорида лития равна 1352°C ; заметное испарение начинается только при довольно высокой температуре, близкой к точке кипения (выше 1000°C).

Электролизом расплавленного хлорида лития можно получить металлический литий, при этом на аноде выделяется хлор.

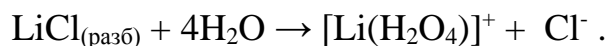
Хлорид лития весьма гигроскопичен (расплывается на воздухе). При выделении из водного раствора образуется ряд кристаллогидратов, число молекул воды в которых зависит от температуры кристаллизации (табл. 1).

Таблица 1

Зависимость числа молекул воды в кристаллогидрате хлорида лития от температуры кристаллизации

Температура, °С	-15	-15+21,5	21,5-98	98
Число молекул воды	3	2	1	—

Хлорид лития хорошо растворим в воде. Его водный раствор имеет щелочную реакцию. Растворимость хлорида лития растет с температурой. Теплота растворения хлорида лития в воде при 20 °С равна 35,7 кДж /моль. В растворе соединение сильно диссоциировано:



В отличие от хлористых солей калия и натрия хлорид лития не высаливается из водного раствора при пропускании хлористого водорода или добавлении концентрированной соляной кислоты, это является следствием сильной гидратированности ионов лития. В водном растворе хлорида лития аммиак растворяется лучше, чем в воде, что объясняется способностью иона лития образовывать с аммиаком комплексные ионы типа $[\text{Li}(\text{NH}_3)_n]^+$.

3. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

Цель работы – познакомиться с химическими свойствами соединений лития

Порядок выполнения работы:

- 1) подготовить отчет, в котором записать химические реакции по ходу работы, расставить коэффициенты в уравнениях реакций;
- 2) ознакомиться с правилами безопасного выполнения работы;
- 3) получить у преподавателя допуск к работе;
- 4) выполнить химические реакции, соблюдая указания к работе; в отчете записать наблюдения;
- 5) сдать отчет преподавателю;
- 6) убрать за собой рабочее место.

Реактивы:

- 1) LiOH – лития гидроксид раствор 1N;
- 2) HCl – кислота соляная раствор 1N;
- 3) H₂SO₄ – кислота серная раствор 1N;
- 4) HNO₃ – кислота азотная раствор 1N;
- 5) LiCl – лития хлорид раствор 1N;
- 6) Na₂CO₃ – натрия карбонат раствор 1N;
- 7) NaOH – натрия гидроксид раствор 1N;
- 8) Na₂HPO₄ – натрия ортофосфат двузамещенный раствор 1N;

Ход работы

1. Проверить взаимодействие гидроксида лития с разбавленными соляной, серной, азотной кислотами: в пробирку налить по 2-3 мл раствора гидроксида лития, затем по каплям добавлять соответствующую кислоту.

2. Получить карбонат лития: налить в пробирку раствор хлорида лития (5 мл), прилить к нему раствор карбоната натрия (2-3 мл). Реакцию проводить при нагревании до 90°C на водяной бане.

Полученный осадок разделить на 6 пробирок.

Проверить растворимость полученного карбоната лития в кислотах (соляная, серная, азотная), в растворе гидроксиде натрия.

Провести реакцию гидролиза карбоната лития при кипячении (на водяной бане)

3. Получить ортофосфат лития и проверить его растворимость в серной, азотной и уксусной кислотах.

В пробирку налить 5 мл раствора хлорида лития, добавить 0,5 мл раствора гидроксида натрия и 1 мл раствора двузамещенного фосфата натрия; полученный осадок разлить в 4 пробирки, в три добавить соответствующие кислоты, в 4-ой оставить ортофосфат лития. Наблюдения записать в отчет.

4. ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

I. К любой работе можно приступать только в том случае, если все ее этапы понятны и не вызывают никаких сомнений. При возникновении каких-либо неясностей следует немедленно обратиться к руководителю.

II. В учебных лабораторных помещениях нужно соблюдать следующие правила:

1. Работать только в халате и на отведенном для этой работы месте.
2. Строго выполнять требования инструкции по работе с агрессивными химическими веществами.
3. Отработанные растворы сливать только в специально предназначенные емкости.
4. Для отбора всех видов растворов необходимо использовать стеклянные пипетки с резиновой грушей, автоматические пипетки-дозаторы, либо специально предназначенную для этого мерную посуду.
5. Пользоваться плиткой только с закрытой спиралью.
6. Категорически запрещается выбрасывать в раковину несмешивающиеся с водой жидкости и твердые вещества, а также сильные яды.
7. Категорически запрещается пользоваться реактивами без этикеток или сомнительными.
8. Все работы с пылящими и летучими реактивами следует проводить в вытяжных шкафах.
9. При работе с ядовитыми химическими веществами необходимо обращаться очень аккуратно. Пролитые реактивы следует немедленно и тщательно убрать.
10. Категорически запрещается работать с огнеопасными веществами вблизи включенных горелок, спиртовок или электрических приборов.
11. Категорически запрещается использовать посуду, имеющую трещины.
12. В лаборатории запрещается курить, принимать пищу, пить.
13. В учебных химических лабораториях нельзя шуметь, громко разговаривать, производить резкие движения.

14. При выполнении работ с использованием химических реактивов необходимо соблюдать правила личной гигиены. По окончании работ необходимо тщательно вымыть руки с моющими средствами.

Лица, нарушающие данные требования, несут дисциплинарную и административную ответственность.

Список литературы

1. Литий. В. К. Кулифеев, В. В. Миклушевский, И. И. Ватулин, М.: МИСиС. – 2006, 240 с.
2. Лидин Р. А. и др. Химические свойства неорганических веществ: Учебное пособие для вузов – М.: Химия, 1996. 480 с.
3. Практикум по неорганической химии: Уч. пособие для студ. высш. учеб. заведений / В. А. Алешин, К. М. Дунаева, А. И. Жиров и др.; Под ред. Ю. Д. Третьякова — М.: Издательский центр «Академия», 2004. — 384 с.

|

Учебное издание

ЧАСТНЫЕ РЕАКЦИИ ЛИТИЯ

Методические указания к выполнению лабораторной работы
по курсу «Химия редких элементов» для студентов III курса,
обучающихся по специальности 240501 «Химическая технология
материалов современной энергетики»

Составители

АМЕЛИНА Галина Николаевна
Жерин Иван Игнатьевич


**Отпечатано в Издательстве ТПУ в полном соответствии
с качеством предоставленного оригинал-макета**

Подписано к печати 00.00.2013. Формат 60x84/16. Бумага «Снегурочка».
Печать XEROX. Усл. печ. л. . Уч.-изд. л. .
Заказ 000-13. Тираж экз.



Национальный исследовательский Томский политехнический
университет
Система менеджмента качества
Издательства Томского политехнического университета сертифицирована
NATIONAL QUALITY ASSURANCE по стандарту BS EN ISO 9001:2008



ИЗДАТЕЛЬСТВО  **ТПУ**. 634050, г. Томск, пр. Ленина, 30
Тел./факс: 8(3822)56-35-35, www.tpu.ru