

Химия редких элементов

ЛИТИЙ

История открытия и применение

- 1) 1817 г. – открыт** – Ю.А. Арфведзон в минерале *петалите* (позже – в *сподумене и лепидолите*);
И.Я. Берцелиус – в минеральных источниках Европы.
- 2) 1818 г. – получен в свободном виде** – Г. Дэви (электролитическое разложение гидроксида).
- 3) 1855 г. – получен в значительном количестве** – Р.В. Бунзен и А. Маттисен (электролитическое разложение расплава хлорида лития).

Содержание в земной коре: $6,5 \cdot 10^{-3} \%$.

Основные минералы: петалит, сподумен, лепидолит, амблигонит.



петалит



сподумен

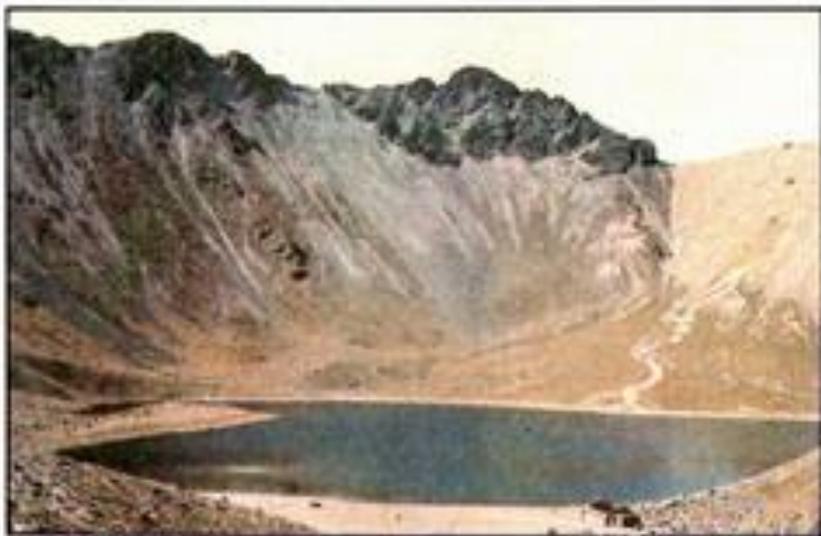


лепидолит



амблигонит

Межзернистая рапа соленосных отложений (46 % мировых экзогенных запасов) и подземные воды (до 10 мг/л).



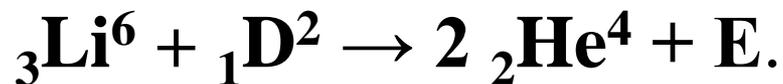
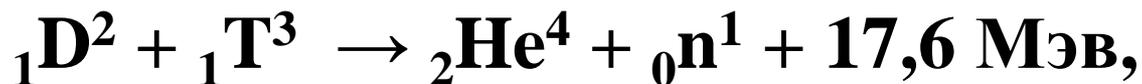
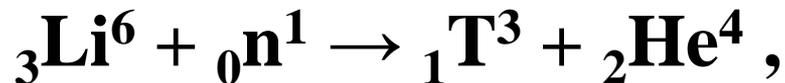
Общие запасы Li_2O в недрах и водах (кроме вод Мирового океана) около 24 млн. т.

Изотопы лития

ИЗОТОП	Содержание в природной смеси, %	Сечение захвата тепловых нейтронов, барн
${}^6_3\text{Li}$	7,52	910
${}^7_3\text{Li}$	92,48	0,33
${}^8_3\text{Li}$, ${}^9_3\text{Li}$	-	

Применение лития

1. Термоядерная энергетика:



2. Ядерная энергетика:

- регулирующие стержни в системе защиты реакторов (${}_3\text{Li}^6$);
- теплоноситель (${}_3\text{Li}^7$)

.

Применение лития

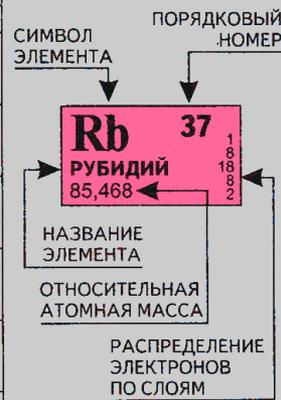
3. Получение мет. алюминия.
4. Оптика, керамическая промышленность
5. Черная металлургия.
6. Цветная металлургия.
6. Химическая промышленность: катализаторы, стабилизаторы пластмасс, смазки.
7. Производство аккумуляторов.
8. Поглотители газов. «Хранение» водорода.
9. Сельское хозяйство.
10. Радиоэлектроника, легкая и пищевая промышленность, медицина и др.

Общая характеристика физических и химических свойств лития

www.calc.ru



Д.И. Менделеев
1834–1907



РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ

- s-элементы
- p-элементы
- d-элементы
- f-элементы

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

Периоды	Ряды	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																Энергетические уровни	
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			a
		а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	б			
1	1	H ВОДОРОД 1,008																He ГЕЛИЙ 4,003	2
2	2	Li ЛИТИЙ 6,941	Be БЕРИЛЛИЙ 9,0122	B БОР 10,811	C УГЛЕРОД 12,011	N АЗОТ 14,007	O КИСЛОРОД 15,999	F ФТОР 18,998										Ne НЕОН 20,179	10
3	3	Na НАТРИЙ 22,99	Mg МАГНИЙ 24,312	Al АЛЮМИНИЙ 26,092	Si КРЕМНИЙ 28,086	P ФОСФОР 30,974	S СЕРА 32,064	Cl ХЛОР 35,453										Ar АРГОН 39,948	18
4	4	K КАЛИЙ 39,102	Ca КАЛЬЦИЙ 40,08		Sc СКАНДИЙ 44,956	Ti ТИТАН 47,956	V ВАНАДИЙ 50,941	Cr ХРОМ 51,996	Mn МАРГАНЕЦ 54,938	Fe ЖЕЛЕЗО 55,849	Co КОБАЛЬТ 58,933	Ni НИКЕЛЬ 58,7							
	5	Cu МЕДЬ 63,546	Zn ЦИНК 65,37	Ga ГАЛЛИЙ 69,72	Ge ГЕРМАНИЙ 72,59	As МЫШЬЯК 74,922	Se СЕЛЕН 78,96	Br БРОМ 79,904											Kr КРИПТОН 83,8
5	6	Rb РУБИДИЙ 85,468	Sr СТРОНЦИЙ 87,62	Y ИТРИЙ 88,906		Zr ЦИРКОНИЙ 91,22	Nb НИОБИЙ 92,906	Mo МОЛИБДЕН 95,94	Tc ТЕХНЕЦИЙ [99]	Ru РУТЕНИЙ 101,07	Rh РОДИЙ 102,906	Pd ПАЛЛАДИЙ 106,4							
	7	Ag СЕРЕБРО 107,868	Cd КАДМИЙ 112,41	In ИНДИЙ 114,82	Sn ОЛОВО 118,69	Sb СУРЬМА 121,75	Te ТЕЛЛУР 127,6	I ИОД 126,905											Xe КСЕНОН 131,3
6	8	Cs ЦЕЗИЙ 132,905	Ba БАРИЙ 137,34	57–71 ЛАНТАНОИДЫ		Hf ГАФНИЙ 178,49	Ta ТАНТАЛ 180,948	W ВОЛЬФРАМ 183,85	Re РЕНИЙ 186,207	Os ОСМИЙ 190,2	Ir ИРИДИЙ 192,22	Pt ПЛАТИНА 195,09							
	9	Au ЗОЛОТО 196,967	Hg РУТЬ 200,59	Tl ТАЛЛИЙ 204,37	Pb СВИНЕЦ 207,19	Bi ВИСМУТ 208,98	Po ПОЛОНИЙ [210]	At АСТАТ [210]											Rn РАДОН [222]
7	10	Fr ФРАНЦИЙ [223]	Ra РАДИЙ [226]	89–103 АКТИНОИДЫ		Rf РЕЗЕРФОРДИЙ [261]	Db ДУБИЙ [262]	Sg СИБОРГИЙ [263]	Bh БОРИЙ [262]	Hn ХАНИЙ [265]	Mt МЕЙТНЕРИЙ [268]	110							
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4										
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ					RH_4	RH_3	H_2R	HR											

ЛАНТАНОИДЫ

57 La ЛАНТАН 138,906	58 Ce ЦЕРИЙ 140,12	59 Pr ПРАЗЕОДИМ 140,908	60 Nd НЕОДИМ 144,24	61 Pm ПРОМЕТИЙ [145]	62 Sm САМАРИЙ 150,4	63 Eu ЕВРОПИЙ 151,96	64 Gd ГАДОЛИНИЙ 157,25	65 Tb ТЕРБИЙ 158,926	66 Dy ДИСПРОЗИЙ 162,5	67 Ho ГОЛЬМИЙ 164,93	68 Er ЭРБИЙ 167,26	69 Tm ТУЛИЙ 168,934	70 Yb ИТТЕРБИЙ 173,04	71 Lu ЛЮТЕЦИЙ 174,97
----------------------------	--------------------------	-------------------------------	---------------------------	----------------------------	---------------------------	----------------------------	------------------------------	----------------------------	-----------------------------	----------------------------	--------------------------	---------------------------	-----------------------------	----------------------------

АКТИНОИДЫ

89 Ac АКТИНИЙ [227]	90 Th ТОРИЙ 232,038	91 Pa ПРОТАКТИНИЙ [231]	92 U УРАН 238,29	93 Np НЕПУТНИЙ [237]	94 Pu ПЛУТОНИЙ [244]	95 Am АМЕРИЦИЙ [243]	96 Cm КЮРИЙ [247]	97 Bk БЕРКЛИЙ [247]	98 Cf КАЛИБОРНИЙ [251]	99 Es ЭЙНШТЕЙНИЙ [254]	100 Fm ФЕРМИЙ [257]	101 Md МЕНДЕЛЕВИЙ [258]	102 No НОБЕЛИЙ [259]	103 Lr ЛОУРЕНСИЙ [260]
---------------------------	---------------------------	-------------------------------	------------------------	----------------------------	----------------------------	----------------------------	-------------------------	---------------------------	------------------------------	------------------------------	---------------------------	-------------------------------	----------------------------	------------------------------

Свойства Li, Na, K, Rb, Cs

Свойства	Li	Na	K	Rb	Cs
Атомный номер Z	3	11	19	37	55
Атомная масса	6,94	22,99	39,10	85,47	132,91
Плотность d, г/см ³	0,53	0,97	0,86	1,52	1,89
Температура плавления, °С	180,5	99,7	63,7	39	28,6
Температура кипения, °С	1317	880	762,2	698	670
Энергия ионизации, эВ:					
J ₁	5,39	5,18	4,35	4,15	3,96
J ₂	75,66	47,26	31,60	27,26	23,11
Работа выхода электрона A, эВ	2,36	2,33	2,26	2,13	1,93
Атомный радиус r _a , нм	0,155	0,189	0,236	0,248	0,268
Ионный радиус (к.ч.б) r _M ⁺ , нм	0,090	0,116	0,152,	0,166	0,181
Радиус гидратированного иона r _{M⁺·ag} , нм ^{*)}	0,340	0,276	0,232	0,228	0,229
Гидратное число иона ^{*)} M ⁺	25,3	16,6	10,5	10,0	9,9
Энтальпия гидратации иона M ⁺ –ΔH _(h) ⁰ , ккал/моль	124,2	96,9	76,9	71,9	66,2
Сечение захвата тепловых нейтронов, барн ^{**)}	71	4	3,7	12	50
Электродный потенциал (расплав) E ₂₉₈ , В	-2,10	-2,43	-2,61	-2,74	-2,91
Электродный потенциал (водн. раствор) E ₂₉₈ , В	-3,05	-2,71	-2,92	-2,93	-2,92
Удельная теплоемкость (20 °С), Дж/ (г·град)	3,39	1,20	0,74	0,33	0,21

Общая характеристика лития

- Главная А подгруппа I группы Периодической системы Д.И. Менделеева
- Щелочной элемент.
- Степень окисления +1 (M^+)
- От Li \rightarrow Cs усиление металлич. св-в.

Li проявляет св-ва ЩМ, но значительно отличается от своих аналогов:

- Бóльшая сила притяжения электрона
- Ион Li^+ *практически не поляризуется*
- Наивысшая *поляризующая способность* среди ЩМ

\Rightarrow **низкая способность стабилизировать большие ионы** (низкая стабильность карбоната лития).

- Тенденция к образованию соединений со значительной ковалентностью связей

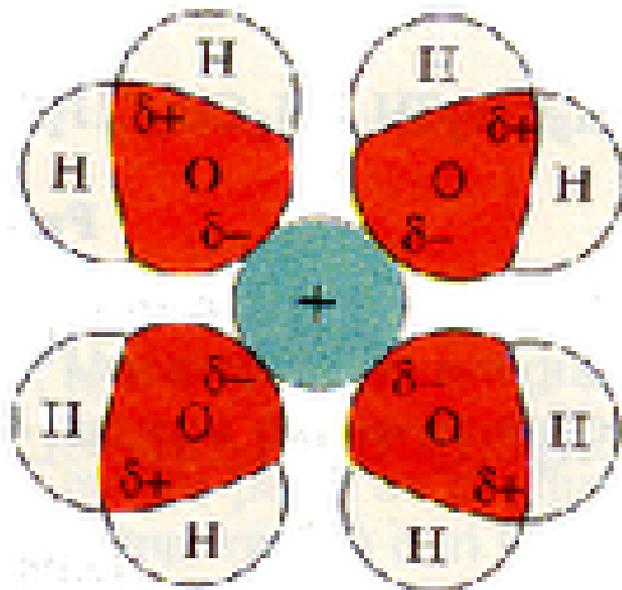
\Rightarrow редко выступает в роли внешнесферного иона, чаще – как центральный атом комплекса $[LiA_n]^{(n-1)-}$

- **Меньшая реакционная способность** по сравн. с аналогами:
 - горение на воздухе (Li_2O),
 - р-ция с водородом (400-600 °C),
 - р-ция с водой

 - **В р-рах** ион Li^+ **сильно сольватирован**, его гидратное число больше, чем у др. ЩМ
- ⇒ **сходство Li с Mg - диагональная периодичность** (низкая р-римосьть карбоната, фосфата, фторида лития).
- **Кристаллич. решетка Li (ОЦК, к.ч.8) более прочная**, чем у др. ЩМ (малый ионный радиус)
- ⇒ более высокие темп-ры плавления, кипения, большая твердость.

- Ион лития обладает большей гидратацией по сравнению с ионами др. ЩМ

⇒ аномально *высокое значение электродного потенциала для водного р-ра*



Качественная реакция на литий





Соединения лития

Гидрид лития LiH

Белый, лёгкий порошок. Под действием излучения от видимого до рентгеновского кристаллы окрашиваются в интенсивный голубой цвет.

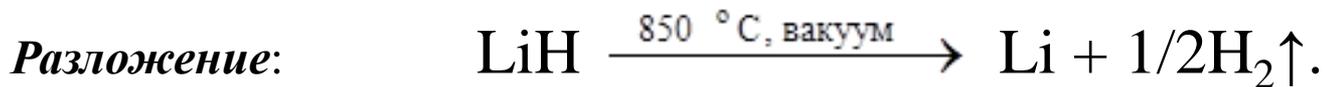
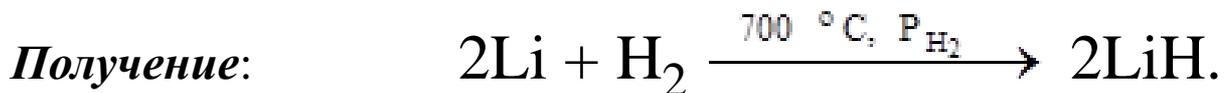
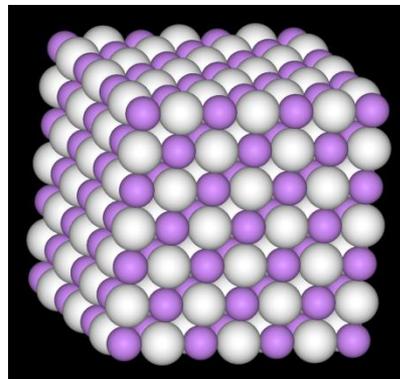
Плотность $d = 0,776 \text{ г/см}^3$;

$\Delta H^0 = -90,7 \text{ кДж/моль}$;

плавится при температуре $680 - 700 \text{ }^\circ\text{C}$

в отсутствие воздуха почти

без разложения на элементы.



Двойные гидриды: LiAlH_4 , LiBH_4 и др.

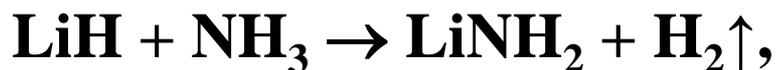
- с водой: $\text{LiH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{LiOH} + \text{H}_2\uparrow$ (бурно).

* При разложении 1 кг LiH водой выделяется 2,8 м³ водорода.

** При разложении 1 кг LiBH₄ водой выделяется 4,1 м³ водорода.

- с азотом: $3\text{LiH} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Li}_3\text{N} + \text{NH}_3\uparrow$ (500 °C),

- с жидким аммиаком образуется амид:



- с другими неметаллами (C, P, S, Si):



- с оксидами металлов и неметаллов:



Применение:

LiH - как осушитель, как сырье для производства LiAlH₄, как охладитель в ядерных реакторах, как легкий и портативный источник водорода для аэростатов и спасательного снаряжения;

LiBH₄ - как источник водорода; вместе с LiH как добавка к ракетному топливу с целью увеличения его эффективности и стабильности горения;

LiAlH₄ - в органическом синтезе как гидрирующий агент и как восстановитель.

Нитрид лития Li_3N

Зеленовато-чёрные или тёмно-красные кристаллы гексагональной сингонии.

Плотность $d = 1,28 \text{ г/см}^3$;

$\Delta H^0 = -164,0 \text{ кДж/моль}$;

$t_{\text{пл.}} = 845 \text{ }^\circ\text{C}$.



Получение: $\text{Li} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Li}_3\text{N}$, (20-250 °C),

$\text{LiH} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Li}_3\text{N} + \text{NH}_3$ (800 °C).

Разложение: $\text{Li}_3\text{N} \rightarrow \text{Li} + \text{N}_2$ (400 °C, вакуум).

- с водой: $\text{Li}_3\text{N} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{LiOH} + \text{NH}_3\uparrow$,

- с водородом: $\text{Li}_3\text{N} + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 3\text{LiH} + \text{NH}_3\uparrow$ (через Li_2NH , LiNH_2).

Смешанные нитриды: Li_3AlN_2 , Li_5TiN_3 , LiZnN и др.

Применение: иногда используется в качестве компонента для пиротехнических составов.

Оксид лития Li_2O

Плотность $d = 2,013 \text{ г/см}^3$;

$\Delta H^0 = -595,8 \text{ кДж/моль}$;

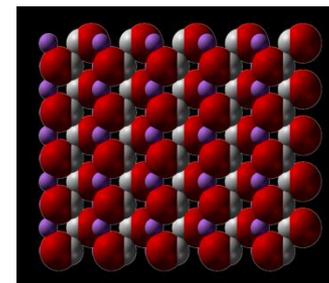
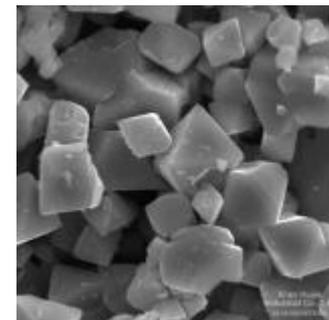
$t_{\text{пл.}} = 1570 \text{ }^\circ\text{C}$;

$t_{\text{кип.}} = 2600 \text{ }^\circ\text{C}$.

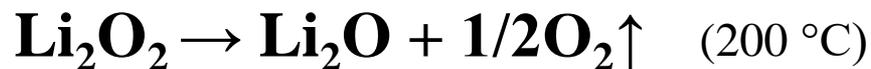
$t_{\text{субл.}} = 1000 \text{ }^\circ\text{C}$,

в газообразном состоянии

частично диссоциирует.



Получение:



Не взаимодействует с водородом, кислородом, углеродом, монооксидом углерода даже при нагревании.

Корродировать многие металлы: до $1000 \text{ }^\circ\text{C}$ к нему устойчивы Ni, Pt, Au; выше $1000 \text{ }^\circ\text{C}$ – только сплав Pt с Rh (40%).

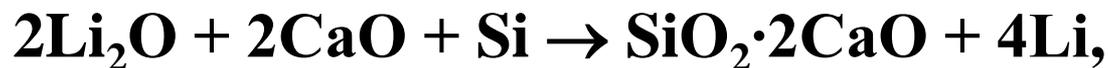
Реагирует со многими оксидами. С оксидами ряда металлов дает оксометаллы, двойные и тройные оксиды.

Соединения с оксидами переходных металлов: LiNbO_3 , LiTaO_3 .

Реагирует с водой (жидкой и парами); поглощает CO₂.

С кислотами: $\text{Li}_2\text{O} + \text{HCl} \rightarrow 2\text{LiCl} + \text{H}_2\text{O}.$

Восстанавливается до металлического лития некоторыми металлами (Mg, Al, Mn) и неметаллами:



Применение:

- компонент в производстве специальных стёкол (с небольшим температурным коэффициентом линейного расширения и рентгенопрозрачных);
- компонент глазурей и эмалей, повышающий их химическую и термическую стойкость, прочность и снижающий вязкость расплавов;
- кондиционирование воздуха;
- в термобарьерных покрытиях вместе с иттрием и цирконием.

Пероксид лития Li_2O_2

Мелкие белые кристаллы (тетрагональная сингония).

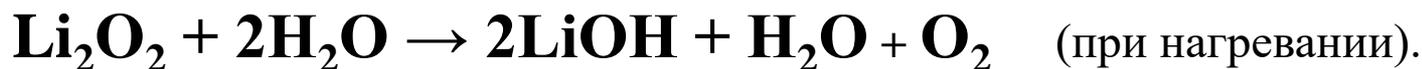
Плотность $d = 2,363 \text{ г/см}^3$;

$t_{\text{разл.}} = 175 (198) \text{ }^\circ\text{C}$.

Получение (в этаноле):



С водой: $\text{Li}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{LiOH} + \text{H}_2\text{O}_2$ (низкие температуры),



С разбавл. кислотами реакции протекают аналогично.

Поглощает CO (40-70 $^\circ\text{C}$) и CO_2 (>200 $^\circ\text{C}$).

Применение:

- для получения чистого оксида лития,
- добавка к стеклам, глазурям и эмалям для повышения их термостойкости, уменьшения вязкости расплавов и коэффициента термического расширения,
- в поглотителях углекислоты, используемых в космических кораблях.

Гидроксид лития $\text{Li}(\text{OH})$

Бесцветные кристаллы с тетрагональной решёткой.

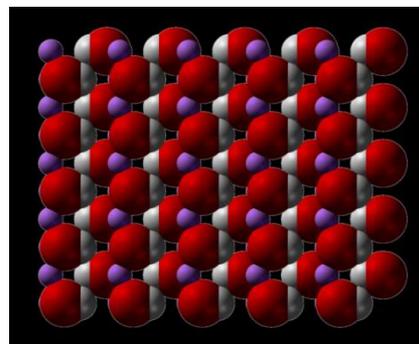
Плотность $d = 1,46 \text{ г/см}^3$;

$\Delta H^0 = -595,8 \text{ кДж/моль}$;

$t_{\text{пл.}} = 462 \text{ }^\circ\text{C}$;

$t_{\text{кип.}} = 1500 (925) \text{ }^\circ\text{C}$,

$t_{\text{разл.}} = 930 \text{ }^\circ\text{C} (500-930 \text{ }^\circ\text{C})$.



Малогигроскопичен.

Растворимость в воде: 5,4 моль/л (30 °C),

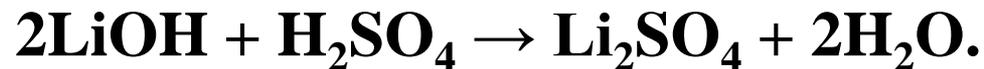
для NaOH – 29,8 моль/л.

Получение: 1) $\text{Li}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{LiOH}$,

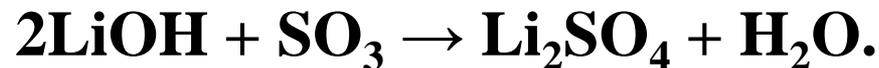
2) $\text{Li}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 2 \text{LiOH} + \text{CaSO}_4 \downarrow$,

3) Электролиз хлорида лития на ртутном катоде.

С кислотами:



С кислотными оксидами:



На воздухе сильно карбонизируется.

При нагревании (800 °С) в инертной атмосфере (H₂):



Применение:

- для получения солей лития;
- компонент электролитов в щелочных аккумуляторах;
- поглотитель углекислого газа в противогазах, подводных лодках и космических кораблях;
- как катализатор полимеризации;
- в стекольной и керамической промышленности;
- при производстве водоупорных смазочных материалов, обладающих механической стабильностью в широком диапазоне температур.

Галогениды лития

Соединение	цвет	Кристр-ра	Плотность г/см ³	Температура плавления, °С	Температура кипения, °С	Температура начала испарения, °С	Растворимость г/100 г Н ₂ О
LiF	б/цв белый	Кубич.	2,635	848	1861	1200	0,13 (0°С)
LiCl	белый	Кубич.	2,068	607	1382	>800	69,2(0°С) 83,2 (20°С) 124,8 (100°С)
LiBr	б/цв	Кубич.	3,464	552	1310		143 (0°С)
LiI	б/цв	Кубич.	4,06	453	1170		151 (0°С)

Фторид лития LiF

Белый порошок или прозрачные бесцветные кристаллы, (кубическая сингония).

Негигроскопичен, плохо растворим в воде (0,13 г/100 г H₂O).

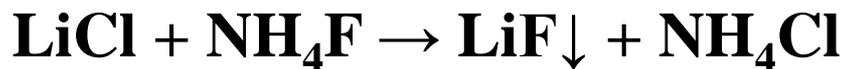
В присутствии NH₄OH и NH₄F р-римость уменьшается.

Из водных растворов кристаллизуется в б/в состоянии.

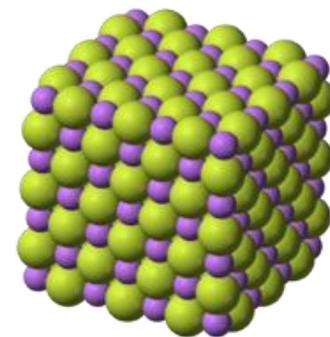


Получение: 1) $\text{Li} + \text{F}_2 \rightarrow \text{LiF}$ (нагревание),

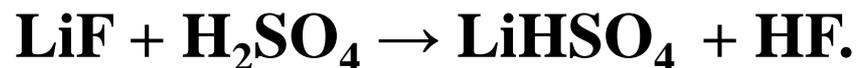
2) в водных растворах (обменные реакции):



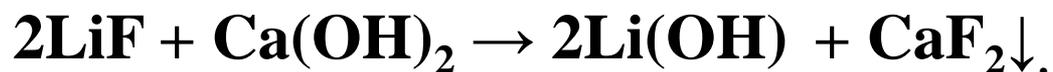
С фтористоводородной кислотой конц.:



С сильными концентрированными кислотами:



С оксидами и гидроксидами щелочноземельных металлов:



Применение:

- изготовление специальных стекол (обладает очень высокой прозрачностью от ультрафиолетовой до инфракрасной области спектра);
- добавка к электролиту KF–HF (1–2 %) для получения элементарного фтора с целью уменьшения приэлектродной поляризации;
- для измерения доз облучения методом термолюминесцентной дозиметрии;
- монокристаллы фторида лития – для рентгеновских монохроматоров и для изготовления высокоэффективных (КПД 80 %) лазеров.

Хлорид лития LiCl

Белое кристаллическое вещество
(кубическая сингония).

Гигроскопичен, расплывается на воздухе.

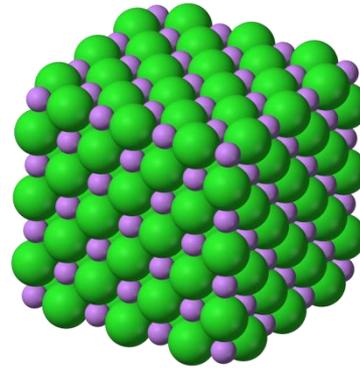
Хорошо растворяется в воде.

Образует кристаллогидраты $\text{LiCl} \cdot n\text{H}_2\text{O}$,
где $n=1-3$.

При 94°C ↓ б/в соль.

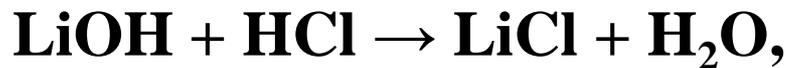
Моногидрат $\text{LiCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$ (наиб. устойчив)

растворяется в этаноле и др. органических р-рителях.

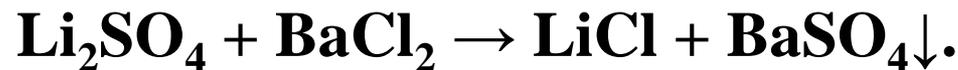


Получение: 1) $2\text{Li} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{LiCl}$ (нагревание),

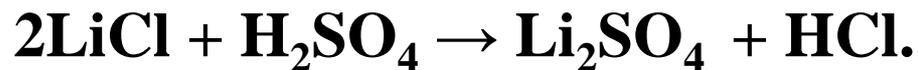
2) в водных растворах:



3) обменная реакция:



С сильными кислотами:



С хлоридами щелочных металлов образует легкоплавкие сплавы:



В растворах жидкого аммиака образует ионы $[\text{Li}(\text{NH}_3)_4]^+$.

Твердый б/в LiCl поглощает из воздуха пары NH_3 , образуя аммиакаты $\text{LiCl} \cdot n\text{NH}_3$ ($n=1-4$).

Применение:

- сырьё для получения металлического **Li** электролитическим методом;
- сырьё для получения других соединений **Li**;
- компонент поглотителей влаги, CO_2 и паров органических веществ в кондиционерах для промышленных помещений;
- катализатор в органическом синтезе;
- твердый электролит в химических источниках тока для имплантированных кардиостимуляторов;
- компонент легких сплавов, флюсов для металлов, пайки изделий из **Mg** и **Al**.

Карбонат лития Li_2CO_3

Б/цв кристаллы (моноклинная сингония).

Плотность $d = 2,11 \text{ г/см}^3$;

$t_{\text{пл. /разл.}} = 732 \text{ }^\circ\text{C}$,

$P_{\text{дисс.}} = 760 \text{ мм рт. ст. при } 1270 \text{ }^\circ\text{C}$.



Зависимость растворимости Li_2CO_3 и K_2CO_3 от температуры

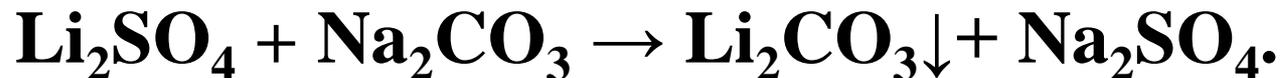
$t, ^\circ\text{C}$		20	50	100
Растворимость г/100 г H_2O	Li_2CO_3	1,33	1,18	0,66
	K_2CO_3	110	121	156

В присутствии карбонатов ЦМ р-римость ↓.

Гидрокарбонат существует только в р-ре, в тв. виде не выделен.

Получение:

- 1) **карбонизация оксида, гидроксида**
- 2) **обменные реакции** (карбонаты натрия или калия с р-римыми солями лития LiCl , LiNO_3 , Li_2SO_4) в водных р-рах при $90\text{ }^\circ\text{C}$:



- Разлагается разб. минеральными к-тами.
- С оксидами Al и Si \rightarrow различные **алюминаты и полисиликаты** (ситаллы)
- Более активными металлами восстанавливается до мет. Li:



Применение:

- промежуточное соединение в технологии литья, исходное вещество для синтеза других производных литья;
- компонент составов при производстве керамики, ситаллов, электроизоляционного фарфора, термостойких керамических покрытий (в т. ч. для камер сгорания и сопел реактивных двигателей);
- составное вещество глазурей, эмалей, кислотоупорных покрытий, грунтовок для алюминия, чугуна, листовой стали;
- компонент стекол для придания прочности, сопротивляемости к коррозии*;
- в алюминиевой промышленности в качестве флюса**; как флюс для пайки алюминия и магния;
- компонент пиротехнических составов;
- цементной промышленности как добавка, ускоряющая твердение цементных растворов;
- в психиатрии как фармакологическое средство для лечения депрессий и маниакально-депрессивных психозов.

**Стекла с добавкой карбоната лития обладают повышенной проницаемостью для ультрафиолетового излучения*

***Добавка карбоната лития повышает производительность алюминиевых электролизеров*

Сульфат лития Li_2SO_4

Бесцветные кристаллы:

моногидрат $Li_2SO_4 \cdot H_2O$ – моноклинная сингония,
безводный Li_2SO_4 – α (монокл.), β (гексагон.),
 γ (>575 °С кубич.).

Плотность $d = 2,221$ г/см³;

$\Delta H^0 = -1436,0$ кДж/моль;

$t_{пл.} = 859$ °С.



Зависимость растворимости Li_2SO_4 в воде от температуры

t, °С	0	20	30	40	75	100	150
Р-римость г/100 г H ₂ O	36	34,7	34,1	33,6	31,9	30,9	29,3

Получение: растворение в серной к-те карбоната, оксида, гидроксида.

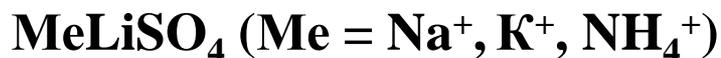
Из водных р-ров ↓ моногидрат $Li_2SO_4 \cdot H_2O$,

для получения б/в соли его прокаливают при 500 °С

- С серной к-той (52-86%) образует гидросульфат LiHSO_4 .



- С сульфатами др. ЩМ дает двойные соли типа:



- При н.у. не образует соед. типа квасцов

Применение:

- в промышленной сульфатной схеме переработки при вскрытии концентратов литиевых руд;
- исходное соединение для получения других соединений лития.

Нитрат лития LiNO_3

Б/цв кристаллы (гексагональная решетка).

Плотность $d = 2,38 \text{ г/см}^3$;

$\Delta H^0 = -483,1 \text{ кДж/моль}$;

$t_{\text{пл.}} = 255 \text{ }^\circ\text{C}$;

$t_{\text{кип.}} = 873 \text{ }^\circ\text{C}$.

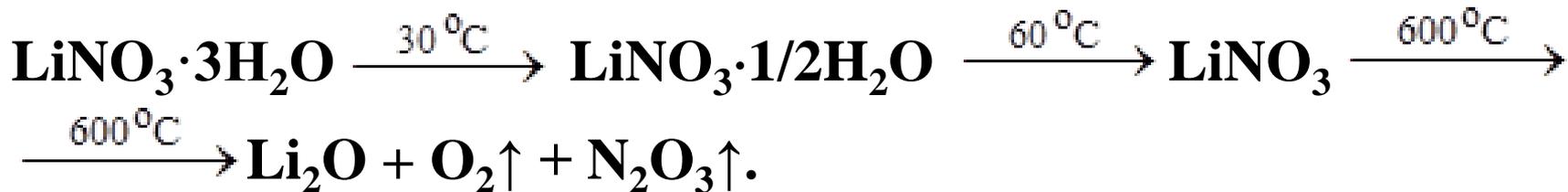
• Гигроскопичен, растворимость в воде:

при $20 \text{ }^\circ\text{C}$ – 72,8,

при $75 \text{ }^\circ\text{C}$ – 194 г/100 г H_2O ;

образует пересыщенные растворы.

• Из водных р-ров $\downarrow \text{LiNO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ (н.у.):



• Р-руется в орг. р-рителях, в жидком аммиаке.

Получение:

карбонат, оксид или гидроксид лития + азотная к-та



Фосфат лития $\text{Li}_3(\text{PO}_4)$

Белое крист. вещество.

Плотность $d = 2,537 \text{ г/см}^3$;

$\Delta H^0 = -2095 \text{ кДж/моль}$;

- $t_{\text{пл.}} = 837 (1205) \text{ }^\circ\text{C}$;

Термически устойчив, плавится без разложения.

- *Труднорастворим, растворимость в воде (г/100 г H_2O):*

при $0 \text{ }^\circ\text{C}$ – 0,022, при $20 \text{ }^\circ\text{C}$ – 0,030 г/100 г H_2O .

- При н.у. $\downarrow \text{Li}_3\text{PO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Li}_3\text{PO}_4 \text{ б/в}$ (при $100\text{--}120 \text{ }^\circ\text{C}$).

- Легко разлагается сильными к-тами

- Из конц. по H_3PO_4 р-ров $\downarrow \text{LiH}_2\text{PO}_4$, его р-римость больше, чем у среднего фосфата \Rightarrow для предотвращения образования кислой соли избыток к-ты нейтрализуют хорошо р-римым NaOH .

Применение:

- для извлечения Li из сильно разбавл-х р-ров.

- как промежуточный продукт при промышленном получении лития.