

# Лужні метали

проф. В'юник І. М.

Хімічний факультет  
Харківський національний університет імені В.Н. Каразіна  
Кафедра неорганічної хімії

# Електронна будова

Лужні метали  $(n - 1)s^2(n - 1)p^6ns^1$

- Атоми елементів 1-ої групи (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) мають інертно-газову передостанню оболонку і по одному зовнішньому електрону. Хімія цих елементів є найбільш простою у порівнянні з хімією елементів будь-якої іншої групи.

- Подібність між Li і рідкими елементами значно більша ніж у 2-ій групі (Be — підгрупа Ca). Проте від інших лужних металів літій відрізняє невеликий розмір атома і іона, що природньо відбивається і на хімічних властивостях.

Li за властивостями нагадує Mg (діагональна аналогія). Низький перший потенціал іонізації  $I_1 = 5.39$  еВ. обумовлює легке утворення іона  $\text{Li}^+$ , який існує як такий в кристалічних солях (наприклад,  $\text{LiCl}$ ).

# Фізико–хімічні властивості

- Li утворює ковалентні зв'язки (Li–Li поблизу  $T_{\text{кип}}$ . біля 1 % зв'язків,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{Li}$ ,  $\text{C}_3\text{H}_7\text{Li}$ ).  $I_2(\text{Li}) = 75.2$  еВ. Ступінь окиснення — (+1). Li проявляє типові властивості металів I групи. Аномальні властивості Li, обумовлені незначним його розміром, зближують Li з Mg. Поляризуюча дія  $\text{Li}^+$  найвища серед іонів лужних металів приводить до високої сольватації  $\text{Li}^+$  та до утворення ковалентних зв'язків.  $1s^2 2s^1$
- Не дивлячись на однакове число валентних електронів у лужних металів, властивості елементів підгрупи К помітно відрізняються від властивостей Na і, особливо Li. Це обумовлено помітною різницею величин радіусів їх атомів і іонів та різницею в кількості електронних шарів.

## Фізико-хімічні властивості

	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
$r_{\text{атома}}, \text{Å}$	1.55	1.89	2.36	2.48	2.68	2.80
$r_{\text{іона}}, \text{Å}$	0.68	0.98	1.33	1.49	1.65	1.75
$I_1, \text{ев}$	5.39	5.14	4.34	4.18	3.89	3.98
$d, \text{г/см}^3$	0.53	0.97	0.85	1.5	1.9	—
твердість	0.6	0.4	0.5	0.3	0.2	—
$T_{\text{пл.}}, ^\circ\text{C}$	179	98	63	39	29	—
$T_{\text{кип.}}, ^\circ\text{C}$	1350	900	776	689	666	—
$E^0, \text{вольт}$	-3.01	-2.71	-2.92	-2.98	-2.92	—
в з. корі % мол.	0.02	2.0	1.1	$4 \cdot 10^{-3}$	$9 \cdot 10^{-5}$	—
прир. ізотопів	2	1	3	2	1	—

# Фізико-хімічні властивості

- Для Li найбільш характерним є утворення іонного зв'язку  $KЧ > 4$ . Для Na ознаки металічності виражені значно сильніше. В цьому відношенні Na уступає лише елементам підгрупи K.

Низький потенціал  $I_1$  і той факт, що іон  $M^+$  має конфігурацію інертного газу і є сферичним та слабо поляризованим, впливає на хімічні властивості цих елементів.

- Для усіх елементів групи Li, не дивлячись на те, що вони утворюють переважно іонні сполуки, характерна тенденція до утворення ковалентних зв'язків ( $Na_2$ ,  $Cs_2$  і т. інше, металоорганічні та внутрішньомолекулярні сполуки). Ця тенденція найяскравіше виражена у Li, при переході до Cs послаблюється.

# Фізико-хімічні властивості

- Fr — утворюється при природньому радіоактивному розпаді та у відповідних штучних ядерних реакціях. Всі його ізотопи радіоактивні з малим  $T_{1/2} = 20$  хвилин.
- Слід відзначити, що ізотоп  $^{40}\text{K}$  ( $T_{1/2} = 1.61 \cdot 10^9$  років) зустрічається в природі. Радіоактивність цього ізотопу використовується для визначення віку калійвмістних мінералів.

# Фізико–хімічні властивості

## Фізичні властивості простих речовин

- У вигляді простих речовин лужні метали — сріблясто–білі метали (за виключенням золотисто–жовтого цезію), з об'ємно–центрованою кубічною ґраткою. Це доволі м'яккі, легкоплавкі, електропровідні, легкі метали.

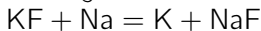
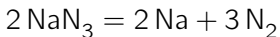
## Розповсюдженість елементів групи Li в природі

- Li: мінерал сподумен —  $\text{LiAl}(\text{SiO}_3)_2$ , амблігоніт —  $\text{LiAl}(\text{PO}_4)\text{F}$ , лепідоліт —  $\text{Li}_2\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_3(\text{F}, \text{OH})_2$ .
- Na:  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$  — глауберова сіль,  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$  — бура,  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$  — криоліт і інші. Na входить до складу природних силікатів та алюмосилікатів, міститься в гідросфері, в морській воді біля  $1.5 \cdot 10^{16}$  т. Na міститься в організмах рослинного та тваринного походження ( $\text{NaCl}$ , в крові — 0.3 %, в кістках — 0.6 %, в м'язах — 0.6 – 1.5 %).
- K:  $\text{KCl}$  — сильвін, сильвініт —  $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ ,  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$  — карналіт,  $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$  — каїніт. Cs і Rb завжди зустрічаються у вигляді домішок калієвих та літієвих мінералів, іони  $\text{K}^+$  в морській воді, в живих організмах.



# Добування простих речовин

- Li — електролізом розтопу LiCl–KCl.
- Na— електроліз розтопу NaCl або NaOH (NaCl+KCl, CaCl<sub>2</sub>, NaF і др.).
- K одержують натрійтермічним методом із розтопу KOH, KCl (760 – 780°C).
- Rb, Cs — кальційтермічним методом (хлориди + Ca) в вакуумі при 700 – 800°C.
- Дуже чисті метали добувають розкладанням азидів:

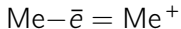


# Застосування лужних металів

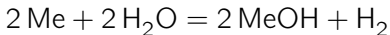
- ${}^6_3\text{Li} + {}^1_0\text{n} = {}^3_1\text{H} + {}^4_2\text{He}$  в атомній енергетиці як джерело трітійу.
- Na — рідкий теплоносій, в сплавах, в металотермії.
- K — каталізатор при одержанні каучука.
- Rb, Cs — для виготовлення фотоелементів, в гетерах для поглинання слідів газів в вакуумних лампах. Відновники-амальгами. Розчини лужних металів в амоніаці як відновники.

# Хімічні властивості простих речовин

- Хімічні властивості лужних металів визначаються їх легкістю віддавати свої валентні електрони:



- Так, наприклад, лужні метали окиснюються іоном  $\text{H}^+$  води:



Ця реакція протікає не для всіх металів однаково:

- з літієм реакція протікає спокійно, без спалахування водню, метал не розплавляється;
- з Na реакція протікає більш енергійно, якщо натрію давати можливість вільно рухатися на поверхні води, то водень не спалахує, у протилежному випадку має місце самозаймання, а полум'я при цьому забарвлюється в жовтий колір, натрій при цьому розплавляється;

# Хімічні властивості простих речовин

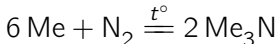
- К — взаємодія калію з  $\text{H}_2\text{O}$  відбувається бурхливо і супроводиться спалахом;
- Rb і Cs реагують з водою з вибухом.
- Для лужних металів можливе окиснення і  $\text{H}_2$ :  
 $2\text{Me} + \text{H}_2 = 2\text{MeH}$ . Реакції окиснення лужних металів молекулярним  $\text{H}_2$  протікають уже при слабкому нагріванні в атмосфері  $\text{H}_2$  (Li —  $600^\circ\text{C}$ , Na, K, Rb, Cs —  $350 - 400^\circ\text{C}$ ).
- Крім водню, лужні метали окиснюються всіма окисниками: F, Cl, Br, I, O, S, N, P, C, Si і т. інш. В атмосфері  $\text{F}_2$  та  $\text{Cl}_2$  — самозаймаються:  
 $\text{F}_2 + 2\text{Li} = 2\text{LiF}$ ,  $\text{Cl}_2 + 2\text{Na} = 2\text{NaCl}$ ,  $2\text{Na} + \text{Br}_2 = 2\text{NaBr}$   
(вибух)
- З  $\text{I}_2$  реакція протікає при нагріванні.

# Хімічні властивості простих речовин

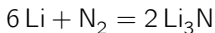
- В атмосфері  $O_2$  Rb і Cs самозаймаються, Na і K лише при нагріванні самозаймаються. При цьому утворюються:  
 $Li \longrightarrow Li_2O$ ,  $Na \longrightarrow Na_2O_2$ ,  $K \longrightarrow KO_2$ ,  $Rb \longrightarrow RbO_2$ ,  
 $Cs \longrightarrow CsO_2$ . Лужні метали зберігають під шаром гасу, петролейного етеру або ароматичних вуглеводнів.
- Сполуки  $MeO_2$  — парамагнітні.
- Відмінність за складом продуктів окиснення обумовлена розмірами атомів. Малий за розмірами катіон  $Li^+$  не може стабілізувати аніони більші за розмірами, ніж  $O^{2-}$ .

# Хімічні властивості простих речовин

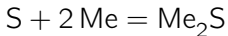
- При нагріванні Me з азотом утворюються нітриди:



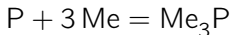
- Li взаємодіє з азотом навіть за звичайних умов (повільно):



- Окиснення лужних металів сіркою іде також дуже енергійно, при розтиранні з S металу має місце вибух:

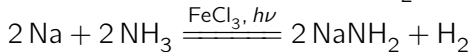


- Всі лужні Me окиснюються P:



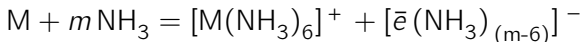
# Хімічні властивості простих речовин

- Силіцій окиснює тільки Li ( $\text{Li}_4\text{Si}$ ,  $\text{Li}_2\text{Si}$ ).
- $2\text{Li}(\text{Na}) + 2\text{C} = \text{Li}_2(\text{Na}_2)\text{C}_2$  — ацетиліди. Решта металів не утворює стехіометричних сполук. Rb, Cs —  $\text{MeC}_8$  — графітіди.
- В ряду Li — Cs зростає реакційна здатність металів I групи по відношенню до усіх реагентів (за виключенням азоту).
- Лужні Me розміщуються на самому початку ряду напруг. Вони витиснюють водень із  $\text{H}_2\text{O}$ , кислот,  $\text{NH}_3$ :



# Хімічні властивості простих речовин

- Метали І групи розчиняються в  $\text{NH}_3$ , амінах, етерах з утворенням забарвлених в голубий колір та електропровідних розчинів. В результаті утворюються сольватовані електрони:



Такі розчини схожі з рідкими металами.

- З металами лужні метали утворюють інтерметалічні сполуки, тверді розчини з обмеженою розчинністю, евтектики.



# Хімічні властивості простих речовин

- Додатки лужних Me до сплавів покращують їх фізико-хімічні властивості. Наприклад, додаток менше 1% Li до Al (сплав склерон) підвищує твердість та корозійну стійкість, введення 2% Li в мідь значно підвищує електричну провідність.

$\text{NaSn}_6$ ,  $\text{NaSn}_4$ ,  $\text{NaSn}_3$ ,  $\text{NaSn}_2$ ,  $\text{NaSn}$ ,  $\text{Na}_2\text{Sn}$ ,  $\text{Na}_3\text{Sn}$  і др.

- Евтектичний сплав 24% Na та 76% K — представляє собою рідину ( $T_{\text{пл.}} = -12.6^\circ\text{C}$ ). Амальгами. Одержання. Рідкі та тверді амальгами.

## Сполуки лужних металів (+1)

- Похідні лужних металів за своєю природою є переважно солями або солеподібними сполуками. Кристали сполук лужних металів характеризуються високими КЧ, відрізняються більшою або меншою важкоплавкістю, в розтопленому стані — електроліти, добре розчинні у  $\text{H}_2\text{O}$ .
- В порівнянні з іншими Me лужні метали найменш здатні виступати в ролі комплексоутворювачів. Особливо ця здатність погано виражена у  $\text{Cs}^+$ . В цьому можна перекоонатися співставляючи теплоти гідратації іонів  $\text{Li}^+$  та  $\text{Cs}^+$  ( $-530$  кдж/моль,  $-280$  кдж/моль). Більш стійкі комплекси іони  $\text{Li}^+$  і  $\text{Na}^+$  утворюють з  $\text{NH}_3$ , амінами, етерами ( $[\text{M}(\text{NH}_3)_6]^+$ ).

## Сполуки лужних металів (+1)

- Аніонні комплекси для лужних металів не відомі.
- У зв'язку зі зниженням акцепторної здатності  $M^+$  в ряду  $Li^+ — Cs^+$  збільшується їх здатність виступати в ролі зовнішньосферних катіонів в комплексних сполуках.
- Структура та стабільність іонних сполук визначається, головним чином, енергією кристалічної ґратки та відношенням заряду/радіуса. Таким чином, великий іон  $Cs^+$  може утримувати 8 сусідніх іонів  $Cl^-$ , а його ґратка відрізняється від ґратки  $NaCl$ , так як малий іон  $Na^+$  оточують тільки 6  $Cl^-$ .

## Сполуки лужних металів (+1)

- Солі елементів I групи в кристалічному стані рідко бувають гідратованими, тільки у тому випадку, коли вони утворені малим аніоном  $\text{Cl}^-$ .
- Великий розмір  $\text{Cs}^+$  і  $\text{Rb}^+$  нерідко дозволяє їм утворювати іонні солі з порівняно нестійкими аніонами (полігалогеніди  $\text{I}_3^-$ ), пероксидні аніони  $\text{O}_2^{2-}$ .

# Сполуки лужних металів (+1)

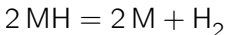
## Сполуки лужних металів з воднем

- MeH NaCl

LiH NaH KH RbH CsH FrH

$T_{\text{пл.}} 680^{\circ}\text{C}$  розкладаються при  $400 - 500^{\circ}\text{C}$  без топлення.

- Гідриди піддаються термічній дисоціації ( $400 - 450^{\circ}\text{C}$ ) крім LiH (більш висока  $t^{\circ}$ ). За властивостями LiH ближче до гідридів лужно-земельних металів.



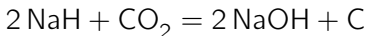
- В рідкому  $\text{NH}_3$ :  $\text{LiH} \rightleftharpoons \text{Li}^+ + \text{H}^-$  теж в розтопі

Гідриди — сильні відновники:  $\text{LiH} + \text{H}_2\text{O} = \text{LiOH} + \text{H}_2$

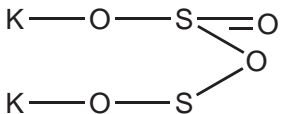
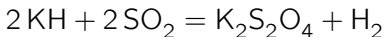
# Сполуки лужних металів (+1)

## Сполуки лужних металів з гідрогеном

- В присутності вологи легко окиснюються  $O_2$ ,  $Cl_2$  і іншими окисниками. Вони відновлюють навіть  $CO_2$ :



- Про сильні відновні властивості свідчить реакція:



# Сполуки лужних металів (+1)

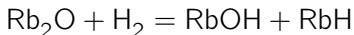
## Сполуки лужних металів з киснем

- Оксиди ( $O^{2-}$ ), пероксиди ( $O_2^{2-}$ ), надпероксиди ( $O_2^-$ ), озоніди ( $O_3^-$ ).
- В природі у вільному стані оксиди не зустрічаються. Внаслідок дуже високої негативної  $\Delta H_f^0$  оксиди лужних металів є термічно стійкими. В розчинах вони мають лужний характер. При розчиненні у  $H_2O$  утворюють луги, дуже реакційно здатні речовини, енергійно взаємодіють з водою.
- Про посилення хімічної активності в ряду  $Li_2O - Na_2O - K_2O - Rb_2O - Cs_2O$  можна судити на підставі зміни енергії Гібса для реакції:  
$$E_2O + H_2O = 2 EOH$$

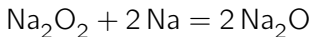
# Сполуки лужних металів (+1)

## Сполуки лужних металів з киснем

- Оксиди є слабкими окисниками. Наприклад,  $\text{Li}_2\text{O}$  дуже важко відновлюється  $\text{H}$ ,  $\text{C}$ ,  $\text{CO}$ . Цікаво відзначити реакцію:



- При горінні на повітрі лише літій дає оксид. Решта металів утворює пероксиди. Для одержання оксидів останні відновлюють вільними металами:



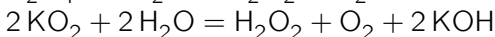
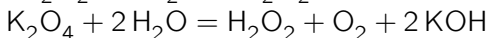
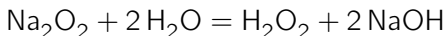


# Сполуки лужних металів (+1)

## Сполуки лужних металів з киснем

- Пероксиди лужних металів — це тверді кристалічні речовини. Зі збільшенням розміру іона лужного металу стійкість надпероксидів і пероксидів зростає. Це є наслідком стабілізації великого аніона великим катіоном.
- Усі пероксиди дуже стійкі (стійкість від  $K^+$  до  $Cs^+$  зростає). Однак, зі збільшенням кількості O в молекулі пероксиду їх  $T_{пл}$  і термічна стабільність знижуються:  
 $M_2O_2 - M_2O_3 - M_2O_4$  термічна стабільність падає

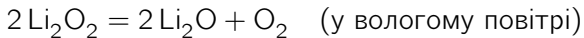
- Пероксиди гідролізуються (солі слабкої кислоти ( $H_2O_2$ ))



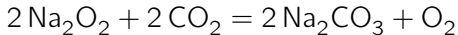
# Сполуки лужних металів (+1)

## Сполуки лужних металів з киснем

- Пероксиди — сильні окисники, однак можуть бути і відновниками:



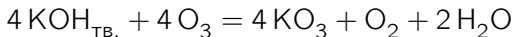
- $\text{Na}_2\text{O}_2$  має найбільше практичне значення: для відбілювання матеріалів (тканини, соломи, кістки, шовку, вовни), для виготовлення протипогазів, на підводних човнах:



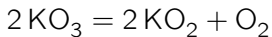
# Сполуки лужних металів (+1)

## Сполуки лужних металів з киснем

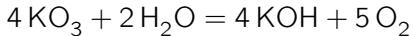
- Ще більш сильними окисниками є озоніди ( $\text{EO}_3$ ). Вони утворюються при дії озону на тверді гідроксиди:



- При зберіганні озоніди поступово розкладаються уже за звичайних умов:



а у воді — бурхливо, виділяючи  $\text{O}_2$ :



# Сполуки лужних металів (+1)

## Гідроксиди

- Гідроксиди в природі не зустрічаються, одержують штучно. Це безбарвні, дуже гігроскопічні, добре розчинні у воді речовини. Водні розчини — сильні основи.
- При нагріванні (крім LiOH) сублимують без розкладання при 350 – 400°C. Їх пара складається, головним чином, із димерів (MeOH)<sub>2</sub>.  
$$2 \text{LiOH} \xrightarrow{500^\circ\text{C}} \text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$$
- Гідроксиди мають велике практичне значення (особливо LiOH, NaOH, KOH). В ряду LiOH — CsOH росте сила. Особливе місце серед них займає LiOH (нагадує гідроксиди лужно-земельних металів).

# Сполуки лужних металів (+1)

## Гідроксиди

- Li, Rb, Cs:  $M_2SO_4 + Ba(OH)_2 = BaSO_4 \downarrow + 2 MOH$
- Na, K:  $Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \xrightleftharpoons{\text{кип'ят}} 2 NaOH + CaCO_3 \downarrow$
- Електроліз розчинів KCl, NaCl, LiCl на Hg-катоді (Na, K, Li).
- Каустична сода (NaOH, їдкий, грецька)
- При розчиненні у воді гідроксидів виділяється тепло, що свідчить про утворення гідратів  $LiOH \cdot H_2O$ .
- Застосування: миловарна промисловість, виробництво барвників, целюлози, текстильна промисловість, хімічна промисловість, очистка жирів та масел, лужні акумулятори.

# Сполуки лужних металів (+1)

## Галогеніди

- Галогеніди лужних металів — іонні сполуки, розчинні здебільшого у воді (LiF, NaF — погано розчинні).
- NaCl має найбільше практичне значення — для одержання соди, харчовий продукт, для одержання соляної кислоти. KCl — калійне добриво. CsI — в сцинтиляційних пристроях.
- В ряду Li — Na — K — Rb — Cs зростає стабільність полігалідів (галогеногалогенатів). Так якщо Li і Na утворюють полігаліди завжди з молекулою розчинника  $[E(H_2O)][ICl_2]$ , то у випадку K і особливо його аналогів, крім того відомі багаточислені галогеногалогенати типу  $E[ICl_4]$ ,  $E[I(I_2)]$ ,  $E[ICl_2]$ ,  $E[IBrCl]$ ,  $E[Br(Br_2)]$ ,  $E[BrCl_2]$ .

# Сполуки лужних металів (+1)

## Галогеніди

- Термічна стабільність галогеногалогенатів одного і того ж елемента визначається природою полігалогенідних аніонів. Найбільш стабільні дийододати, дибромодати ( $I(I_2)^-$ ,  $I(Br_2)^-$ ).
- В ряду катіонів  $K^+ - Rb^+ - Cs^+$  термічна стабільність зростає. Про це свідчить, наприклад, парціальний тиск дисоціації при  $150^\circ C$ :

	$K[I(I_2)]$	$Rb[I(I_2)]$	$Cs[I(I_2)]$
$P_{\text{дис.}} \text{ мм. рт. ст.}$	450	38.9	1

# Сполуки лужних металів (+1)

## Сульфіди та персульфіди

- Сульфіди та персульфіди лужних металів в природі не зустрічаються, за звичайних умов — тверді, безбарвні кристалічні речовини з іонною кристалічною ґраткою.
- При розчиненні у воді дисоціюють і піддаються гідролізові:  
$$S^{2-} + H_2O = HS^- + OH^-$$
- Теплоти розчинення позитивні і збільшуються в ряду Li — Cs. При кристалізації із водних розчинів утворюють кристалогідрати  $K_2S \cdot 5H_2O$ ,  $Na_2S \cdot 9H_2O$ . Сильні відновники.
- В техніці сульфіди одержують із сульфатів:  
$$Na_2SO_4 + 4C \xrightarrow{t^\circ} Na_2S + 4CO \uparrow$$



# Сполуки лужних металів (+1)

## Сульфіди та персульфіди

- Застосування:  $\text{Na}_2\text{S}$  — в шкіряній промисловості для видалення шерсті, для приготування барвників, в лабораторній практиці.
- Персульфіди можна одержати при кип'ятінні сульфідів з надлишком сірки (або при сплавленні):  
$$\text{Na}_2\text{S} + (n-1) \text{S} = \text{Na}_2\text{S}_n$$
- Стабільність зростає в ряду  $\text{Li}^+ - \text{Na}^+ - \text{K}^+ - \text{Rb}^+ - \text{Cs}^+$ .  $\text{E}_2\text{S}_n$  ( $n = 6$ ). В розчинах: виділені для  $\text{K}^+$  з усіма  $n$ , для  $\text{Na}^+$  ( $n = 5$ ), для  $\text{Li}^+$  ( $n = 2$ ).

# Сполуки лужних металів (+1)

## Карбонати та гідрокарбонати

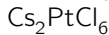
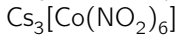
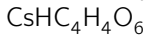
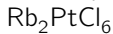
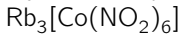
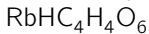
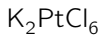
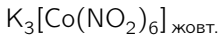
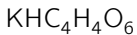
- Карбонати та гідрокарбонати:  $\text{Li}_2\text{CO}_3$  — погано розчинна у воді речовина,  $\text{K}_2\text{CO}_3$  — поташ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  — кальцинована сода,  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  — кристалічна сода,  $\text{NaHCO}_3$  — питна сода.
- Одержання соди:
  - 1 Метод Сольве:  $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{нас.}) + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaHCO}_3$
  - 2 Аміачний метод:
$$\text{NaCl} + \text{NH}_4\text{HCO}_3 \rightleftharpoons \underset{\text{мала розчинність}}{\text{NaHCO}_3 \downarrow} + \text{NH}_4\text{Cl}$$
- $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  — в медицині.

# Сполуки лужних металів (+1)

## Малорозчинні солі

- Малорозчинні солі:  $\text{LiF}$ ,  $\text{Li}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Li}_3\text{PO}_4$  (аналогія з II групою)
- $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$  — натрія гексагідроксостибат, безбарвний  
 $\text{NaCH}_3\text{COO} \cdot \text{UO}_2(\text{CH}_3\text{COO})_2$

ЖОВТ.



# Сполуки лужних металів (+1)

## Розчинні солі

- Лужні метали утворюють найбільшу кількість розчинних солей. Заслуговує на увагу те, що в ряду Fr — Li розчинність солей з малими аніонами зменшується ( $F^-$ ,  $CO_3^{2-}$ ), а в ряду Li — Fr зменшується розчинність солей з великими аніонами ( $ClO_4^-$ ,  $PtCl_6^{2-}$  і т. інше).
- Для якісного визначення лужних металів використовують забарвлення полум'я: Li — червоний, Na — жовтий, K, Rb, Cs — фіолетовий.

# Значення

- Значення: виробництво мила, скла, добрива калійні, Li, Rb, Cs, Fr в медицині.