

Щелочные металлы

ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ: ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА

Li литий	3 6,941
--------------------	-------------------

Na натрий	11 22,989
---------------------	---------------------

K калий	19 39,098
-------------------	---------------------

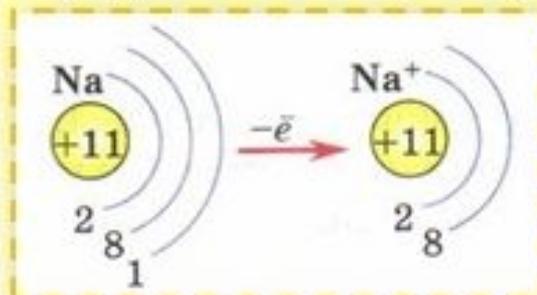
Rb рубидий	37 85,468
----------------------	---------------------

Cs цезий	55 132,905
--------------------	----------------------

Fr франций	87 [223]
----------------------	--------------------

В состав первой группы главной подгруппы входят водород и шесть **ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ**: литий **Li**, натрий **Na**, калий **K**, рубидий **Rb**, цезий **Cs** и франций **Fr**.

В атомах щелочных металлов на внешнем энергетическом уровне находится по **одному валентному электрону**. Отдавая этот электрон, атом окисляется. При этом он приобретает заряд **+1** и электронную конфигурацию инертного газа:



Щелочные металлы – энергичные **восстановители**. Особенно легко они вступают в реакции с типичными неметаллами (сгорают

в кислороде и хлоре), разлагают воду уже при комнатной температуре. Им соответствуют **сильные основания** – едкие щёлочи MOH .

При взаимодействии с кислотами щелочные металлы образуют **соли**, большинство из которых хорошо **растворимы в воде**.

ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ: ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА

Литий	Li	$(+3)$	$\left(\begin{array}{c}) \\ 2 \\) \\ 1 \end{array} \right)$	0,155	5,39		
Натрий	Na	$(+11)$	$\left(\begin{array}{c}) \\ 2 \\) \\ 8 \\) \\ 1 \end{array} \right)$	0,189	5,14		
Калий	K	$(+19)$	$\left(\begin{array}{c}) \\ 2 \\) \\ 8 \\) \\ 8 \\) \\ 1 \end{array} \right)$	0,236	4,34		
Рубидий	Rb	$(+37)$	$\left(\begin{array}{c}) \\ 2 \\) \\ 8 \\) \\ 18 \\) \\ 8 \\) \\ 1 \end{array} \right)$	0,248	4,18		
Цезий	Cs	$(+55)$	$\left(\begin{array}{c}) \\ 2 \\) \\ 8 \\) \\ 18 \\) \\ 18 \\) \\ 8 \\) \\ 1 \end{array} \right)$	0,267	3,89		
Франций	Fr	$(+87)$	$\left(\begin{array}{c}) \\ 2 \\) \\ 8 \\) \\ 18 \\) \\ 32 \\) \\ 18 \\) \\ 8 \\) \\ 1 \end{array} \right)$	0,280	3,88		

Радиус атома, нм

Энергия ионизации, эВ

МЕТАЛЛИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА

В подгруппе с ростом порядкового номера **возрастает масса атома**, увеличивается **число заполняемых энергетических уровней**, а следовательно, и **значения атомных радиусов**. Единственный валентный электрон оказывается всё более удалённым от ядра, что

приводит к **уменьшению электроотрицательности (ЭО)**, усилению **металлических свойств** и **увеличению химической активности**.

Восстановительная способность щелочных металлов возрастает при **переходе от лития к цезию**.

ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ: ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА

Под действием воды щелочные металлы превращаются в **едкие щёлочи**, при этом выделяется водород: $2M + 2H_2O \rightarrow 2MOH + H_2\uparrow$
Интенсивность указанной **реакции с водой** растёт от лития к цезию. **Литий** спокойно плавает на поверхности воды, постепенно уменьшаясь в размерах и выделяя пузырьки газа, маленький кусочек **натрия** энергично движется по поверхности воды, **калий** при попадании в сосуд с водой воспламеняется (рис.), а **рубидий** и **цезий** загораются на воздухе, еще не успев попасть в воду.



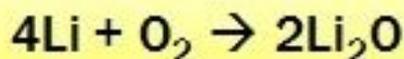
Щелочные металлы очень **мягкие** (режутся ножом), **пластичные**, **легкоплавкие** и **лёгкие**, как правило, серебристо-белого цвета (Cs – желтоватый) с характерным блеском на свежесрезанной поверхности, **химически очень активны** (именно поэтому щелочные металлы **хранят под слоем керосина**, а **литий**, ввиду его чрезвычайной лёгкости, всплывает в керосине, поэтому его хранят **под слоем вазелина**). **Плотность** простых веществ возрастает от лития к цезию, а **температура плавления**, наоборот, уменьшается в этом направлении.

ЛИТИЙ Li

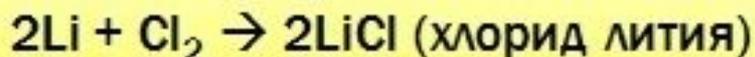
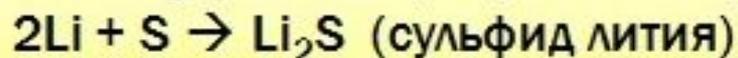
Li	3
ЛИТИЙ	
6.941	
2s ¹	1 2

Литий был открыт шведским химиком А. Арфведсоном в 1817 г. И по предложению Й. Берцелиуса назван литием (от греч. «литос» – камень). При **горении лития** в кислороде выделяется так много тепла, что железная ложечка, в которой находится металл, не только расплавляется, но и сгорает, разбрасывая целый сноп искр железной окалины.

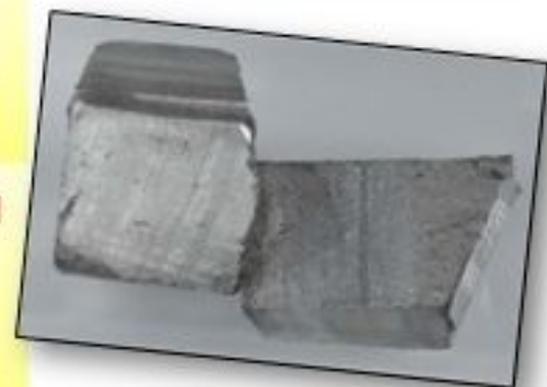
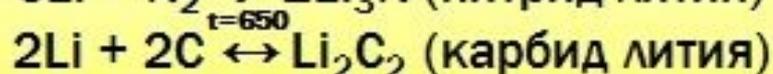
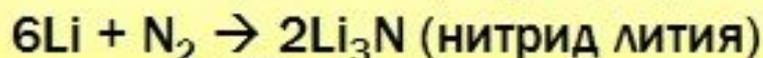
Из щелочных металлов только **литий** при взаимодействии с кислородом образует **оксид**:



Как и все ЩМ, литий взаимодействует со многими **неметаллами**, например, с **серой, водородом, галогенами**:



Кроме того, литий реагирует с **азотом** при обычных условиях, с **углеродом**:

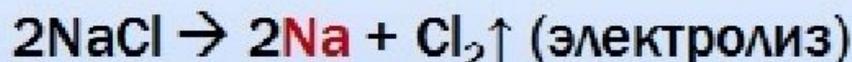


НАТРИЙ Na

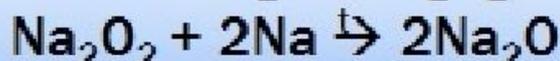
11	Na
	НАТРИЙ
	22,989
1 8 2	3s ¹

Натрий, как и калий, впервые был получен английским химиком и физиком Г. Дэви в 1807 г. при **электролизе** расплавов едких щелочей: $4\text{NaOH} \rightarrow 4\text{Na} + \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}\uparrow$ (электролиз) Й. Берцелиус предложил назвать элемент натрием (от араб. «натрун» – сода). В настоящее время **электролиз**

расплавов солей является основным способом получения большинства щелочных металлов:



Как и другие щелочные металлы, натрий при взаимодействии **с водой** образует щёлочь, взаимодействует с **большинством неметаллов**, при взаимодействии с кислородом образует **пероксид**, который при прокаливании с металлическим натрием переходит в оксид:

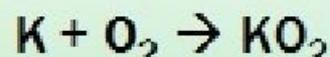


КАЛИЙ К

К	19
КАЛИЙ	
39,098	
4s ¹	1 8 8 2

Как и натрий, **калий** был получен Г. Дэви в 1807 г. при электролизе расплава щёлочи. Название предложено У. Гилбертом (от араб. «алкали» – щёлочь).

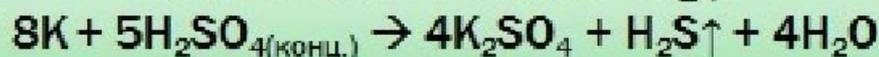
Калий, как и другие щелочные металлы, взаимодействует с водой (образуется едкая щёлочь), с большинством неметаллов, при взаимодействии с кислородом калий образует надпероксид:



Оксид можно получить при последующем прокаливании полученного надпероксида с металлическим калием: $KO_2 + 3K \rightarrow 2K_2O$

Как и другие щелочные металлы, калий может взаимодействовать с растворами кислот, а также глубоко восстанавливать кислоты-окислители (концентрированную серную и азотную). Как и другие ЩМ,

может взаимодействовать со спиртами, с аммиаком: $2K + 2NH_3 \rightarrow 2KNH_2 + H_2\uparrow$

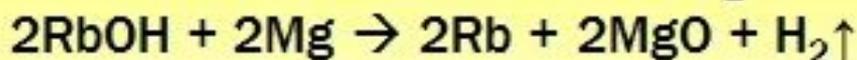
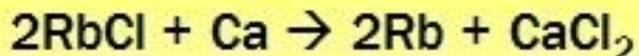


РУБИДИЙ Rb

37	Rb
	РУБИДИЙ
	85,468
1 8 8 2	5s ¹

Рубидий, как и цезий, был открыт Бунзеном в воде Дюркгаймерского минерального источника на основании присущих им спектров. Рубидий открыт в 1861 г. и назван по двум характерным линиям в красной части спектра («рубидус» – **тёмно-красный**).

Электролитический способ получения (как для Li, Na, K) в случае рубидия оказывается малопригодным. Здесь получение лучше вести **химическим путём: нагреванием** гидроокисей с металлическим магнием в токе водорода или хлоридов с металлическим кальцием в вакууме:



Химические свойства рубидия сходны с химическими свойствами других щелочных металлов (взаимодействие со многими неметаллами, кислотами, водой. С углеродом, так же как калий и цезий, не взаимодействует, однако может внедряться между слоями графита, образуя соединения включения типа C_nM (n=8, 24, 36, 48, 60).



ЦЕЗИЙ Cs

Cs	55
ЦЕЗИЙ	1
132,905	8
$6s^1$	18
	18
	8
	2

Цезий, в отличие от остальных щелочных металлов – метал **золотисто-жёлтого** цвета. Был открыт в 1860 г. Бунзеном в воде Дюркгаймерского минерального источника на основании присущего ему спектра («цезиус» – сине-серый). Получение металлического цезия удалось впервые осуществить Сеттербергу (1882) электролизом

расплавленной смеси цианидов цезия и бария. Цезий можно **получить** и способами, указанными для рубидия, например, восстановлением **при нагревании** хлорида металлическим кальцием в вакууме:



При **комнатной температуре** цезий находится в **полужидком состоянии** ($T_{\text{пл.}} = 28,6^\circ\text{C}$).

Жидкий цезий хорошо отражает свет. Пары цезия зеленовато-синего цвета.



цезий

Цезий растворяется в жидком аммиаке и в расплавленном CsOH



ФРАНЦИЙ Fr

87

Fr

ФРАНЦИЙ

223,019

7s¹

1
8
18
32
18
8
2

Франций – редкий **радиоактивный** элемент. Обладает крайне высокой химической активностью.

Франций был предсказан Д.И. Менделеевым как «экацезий». Был открыт по его радиоактивности в 1939 г. Маргаритой Перей, сотрудницей института радия в Париже. Она дала ему название в честь своей родины.

Франций – один из редчайших элементов в земной коре (только астат имеет меньшее содержание). Микроскопические количества франция-223 и франция-224 могут быть химически выделены из минералов урана и тория. Другие изотопы франция получают искусственным путём с помощью ядерных реакций.

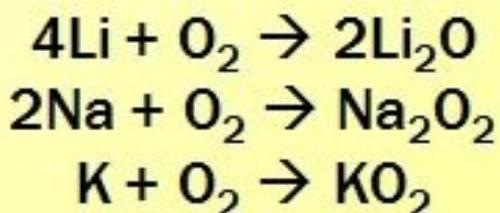


Наиболее распространённая ядерная реакция для получения франция:



ОКСИДЫ И ГИДРОКСИДЫ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

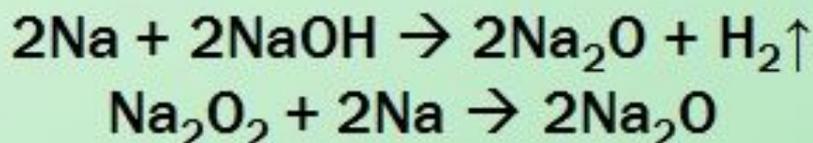
Щелочные металлы горят в атмосфере воздуха, образуя оксиды нескольких типов: нормальные **оксиды** состава M_2O , **пероксиды** состава M_2O_2 , супероксиды (**надпероксиды**) состава MO_2 . Так, например, только при горении **лития** образуется оксид, при горении **натрия** – **пероксид**, при горении **калия**, **рубидия** – **надпероксид**:



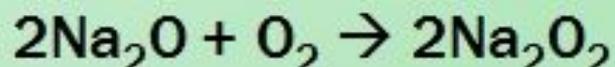
Оксиды щелочных металлов – твёрдые вещества **белого** (Li_2O , Na_2O), **жёлтого** (K_2O , Rb_2O), **оранжевого** (Cs_2O) цвета, хорошо растворимые в воде. Имеют ярко выраженные **основные свойства**: взаимодействуют с водой, кислотами, кислотными оксидами, амфотерными оксидами и гидроксидами.

ОКСИДЫ И ГИДРОКСИДЫ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

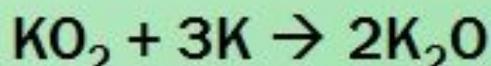
Белый порошок оксида натрия получают при взаимодействии натрия с расплавленным едким натром или пероксидом натрия:



При **нагревании** на воздухе оксид окисляется до пероксида:

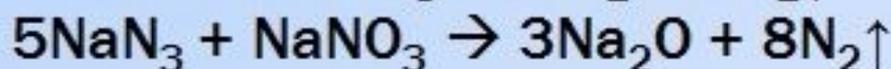
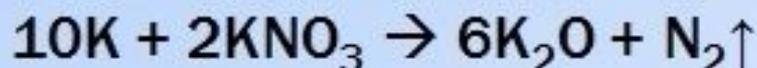


Оксид калия получают **прокаливанием** соответствующего пероксида (или надпероксида) с металлом:

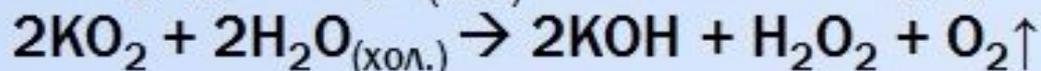
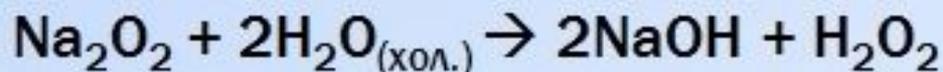


ОКСИДЫ И ГИДРОКСИДЫ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

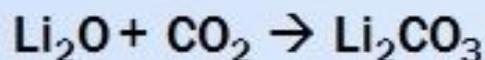
Оксиды щелочных металлов можно получить также при взаимодействии соответствующего **металла** (или его **азида**) с нитратом или нитритом **при нагревании**:



Оксиды, пероксиды и надпероксиды щелочных металлов обладают **типичными основными свойствами**. Они реагируют с водой, образуя щёлочи:

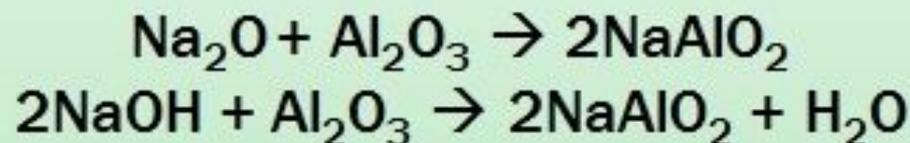


Взаимодействуют **с кислотами** или **кислотными оксидами**, образуя соли:

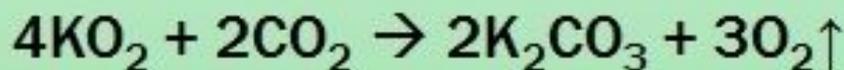


ОКСИДЫ И ГИДРОКСИДЫ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

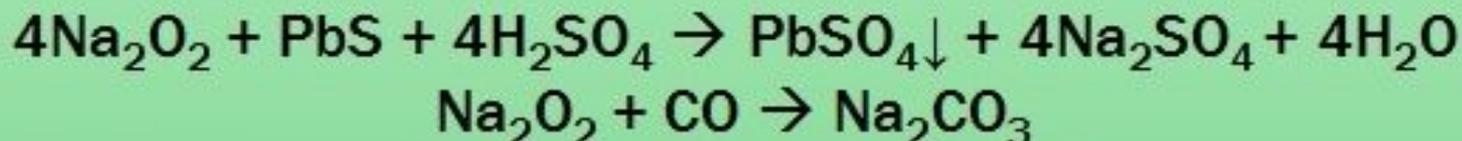
Оксиды щелочных металлов могут также взаимодействовать с **амфотерными оксидами** или гидроксидами при сплавлении:



При взаимодействии пероксидов и надпероксидов с **углекислым газом** происходит выделение **кислорода**, что используется для **регенерации воздуха** в замкнутых помещениях:

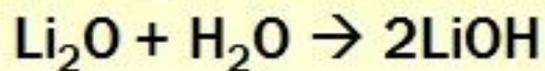
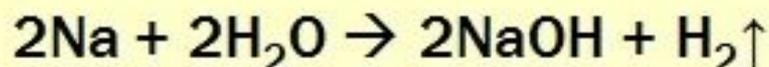


Пероксиды и надпероксиды щелочных металлов являются **сильными окислителями**:

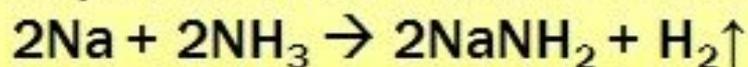


ОКСИДЫ И ГИДРОКСИДЫ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

Гидроксиды щелочных металлов – твёрдые белые вещества, очень гигроскопичны. Хорошо растворяются в воде с выделением большого количества теплоты. Их относят к **щелочам**, они проявляют ярко выраженные свойства сильных оснований: взаимодействуют с кислотами, кислотными оксидами, солями, амфотерными оксидами и гидроксидами. Гидроксиды щелочных металлов образуются при взаимодействии **щелочных металлов** или **их оксидов с водой**:

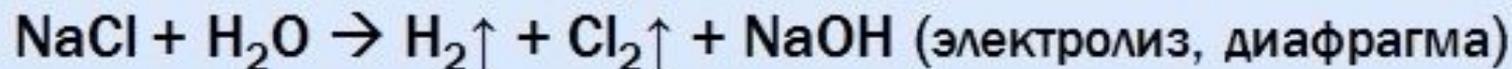


Щелочные металлы при взаимодействии с жидким аммиаком или при нагревании в парах аммиака образуют **амиды**, легко **гидролизующиеся** с образованием щёлочи и аммиака:

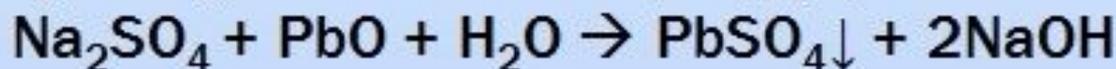
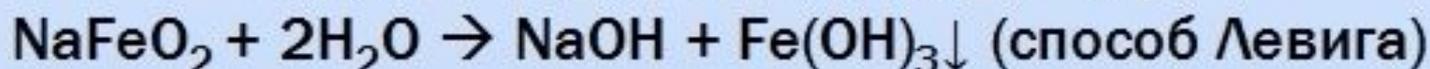
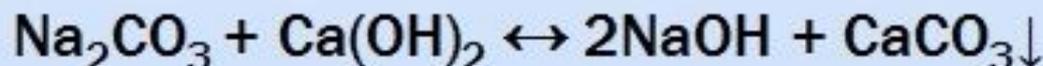


ОКСИДЫ И ГИДРОКСИДЫ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

В промышленности **гидроксид калия и натрия** получают электролизом растворов солей калия и натрия (как правило, хлоридов):



Альтернативные способы получения гидроксидов ЩМ:

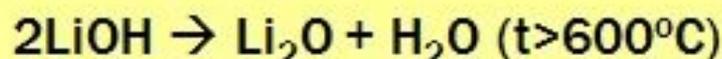


Гидроксиды рубидия и цезия удобнее получать из солей при помощи обменных реакций:

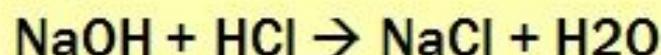


ОКСИДЫ И ГИДРОКСИДЫ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

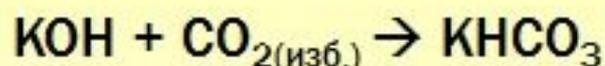
Гидроксиды щелочных металлов **устойчивы при нагревании** (плавятся и кипят без разложения). Исключение составляет **гидроксид лития**, который **при нагревании** разлагается на оксид и воду:



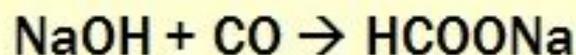
Гидроксиды щелочных металлов взаимодействуют с **кислотами** (реакция нейтрализации):



С кислотными оксидами:

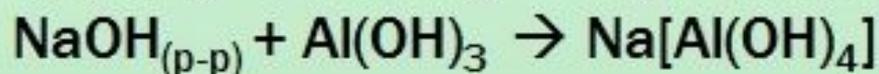
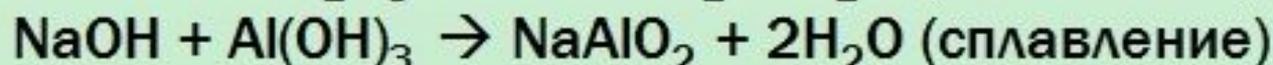
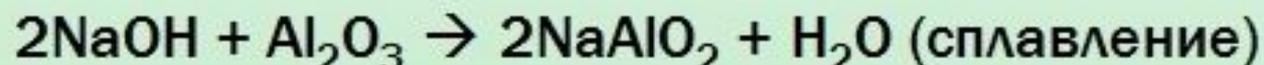


Практически важным является образование **формиата натрия** при взаимодействии угарного газа с **расплавом** едкого натра:



ОКСИДЫ И ГИДРОКСИДЫ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

Гидроксиды щелочных металлов могут взаимодействовать с амфотерными оксидами и гидроксидами:



Гидроксиды щелочных металлов взаимодействуют с солями (реакции обмена):



Взаимодействие расплавленного гидроксида калия и жидкого натрия (противоток, $t=440^\circ\text{C}$, реакционная колонна из никеля):



ОКСИДЫ И ГИДРОКСИДЫ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

Гидроксид натрия в технике известен под названиями **едкий натр**, **каустическая сода**, **каустик**. **Гидроксид калия** – **едкое кали**. Оба гидроксида разъедают ткани и бумагу, поэтому их называют **едкими щелочами**.

Едкий натр применяют в больших количествах для очистки нефтепродуктов, в бумажной и текстильной промышленности, для производства мыла и волокон. **Едкое кали** дороже и применяется реже. Основная область его применения – производство жидкого мыла.

Гидроксид лития используют для получения солей лития; как компонент электролитов в щелочных аккумуляторах и поглотитель углекислого газа в противогазах, подводных лодках и космических кораблях. **Гидроксиды рубидия и цезия** применяются редко, ввиду своей высокой химической активности.



СОЕДИНЕНИЯ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

Na_2CO_3 – карбонат натрия (кальцинированная сода, применяется в стекольном, бумажном производстве), образует кристаллогидрат $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, известный под названием кристаллическая сода (это средняя соль). Кристаллическая сода находит применение в производстве стекла, бумаги, мыла.

В быту более известна кислая соль – гидрокарбонат натрия NaHCO_3 . Эта соль находит применение в пищевой промышленности (пищевая сода) и в медицине (питьевая сода).

K_2CO_3 – карбонат калия, техническое название – поташ используют в производстве жидкого мыла и для приготовления тугоплавкого стекла, а также в качестве удобрения (англ. «pot» и «ashes» – «горшок» и «зола». Зола растений экстрагировали водой, фильтровали, упаривали досуха, то, что оставалось, прокаливали в горшках. Образующуюся субстанцию называли «поташ»).

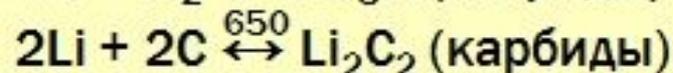
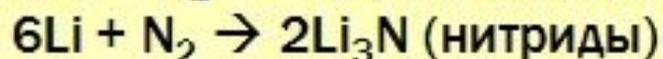
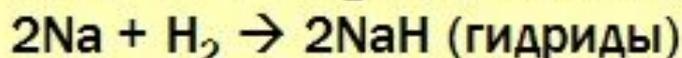
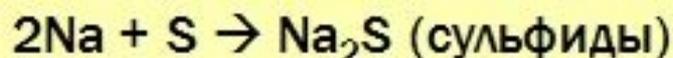
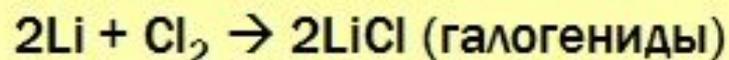
$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – кристаллогидрат сульфата натрия, техническое название – глауберова соль. Находит применение в производстве соды, стекла, в медицине в качестве слабительного средства.

СОЕДИНЕНИЯ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

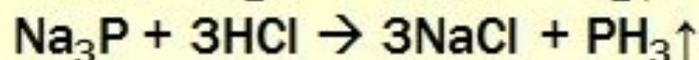
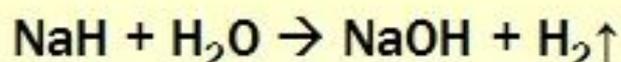
NaCl – хлорид натрия (поваренная соль, каменная соль, галит). Хлорид натрия является важнейшим сырьём в химической промышленности, его широко применяют и в быту.

NaNO₃ – чилийская селитра, **KNO₃** – индийская селитра. Применяются в качестве удобрений.

ПОЛУЧЕНИЕ СОЕДИНЕНИЙ ЦМ. При взаимодействии щелочных металлов с неметаллами образуются **бинарные соединения**:



Гидриды, сульфиды, нитриды, фосфиды и карбиды щелочных металлов реагируют с водой и кислотами:

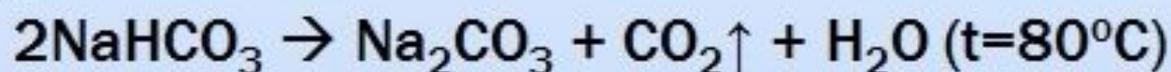


СОЕДИНЕНИЯ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

Термическая устойчивость средних солей кислородных кислот (карбонатов, сульфатов, фосфатов) **возрастает вниз по группе**.

Большинство солей щелочных металлов термически устойчивы, не разлагаются при нагревании до температур плавления.

Кислые соли щелочных металлов при нагревании разлагаются. Так, например, питьевая сода при нагревании разлагается, выделяя углекислый газ:



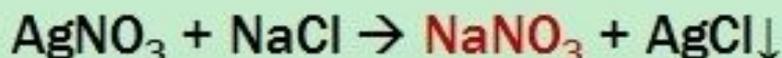
Эта реакция происходит и при кипячении раствора. Питьевую соду, как **источник углекислого газа**, применяют в огнетушителях, в хлебопечении, при изготовлении шипучих напитков. Раньше больные с повышенной кислотностью желудочного сока принимали в небольших количествах раствор питьевой соды. Питьевая сода – мягкий щелочной реагент, в растворе создаёт **слабощелочную среду**. Гидроксид - ионы, в небольшом количестве образующиеся при гидролизе способны разрушать оболочки бактериальных клеток и некоторые вирусы (полоскание горла содой).

СОЕДИНЕНИЯ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

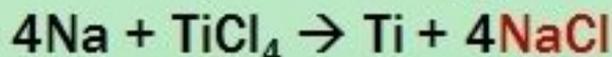
Получить соли ЩМ химическим путём можно, например, взаимодействием соответствующего металла с кислотой (однако, на практике такой способ не применяется, соли более доступны, чем сами металлы):



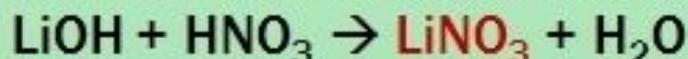
В ходе реакции ионного обмена между двумя солями:



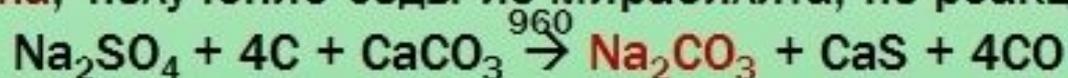
При помощи реакций замещения между металлом и солью (в расплаве):



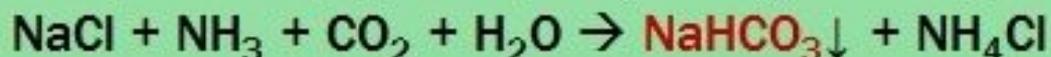
В ходе реакций ионного обмена между основаниями и кислотами:



Метод Леблана, получение соды из мирабилита, по реакции:

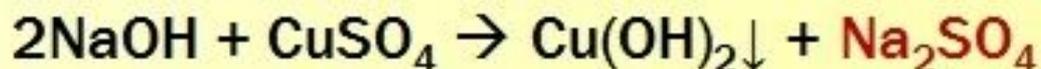


Метод Сольве, взаимодействие аммиака и углекислого газа с насыщенным раствором хлорида натрия (KHCO_3 так получить нельзя):



СОЕДИНЕНИЯ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

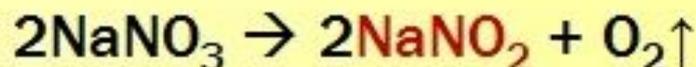
Также соли щелочных металлов можно получить в ходе реакций ионного обмена между основаниями и солями:



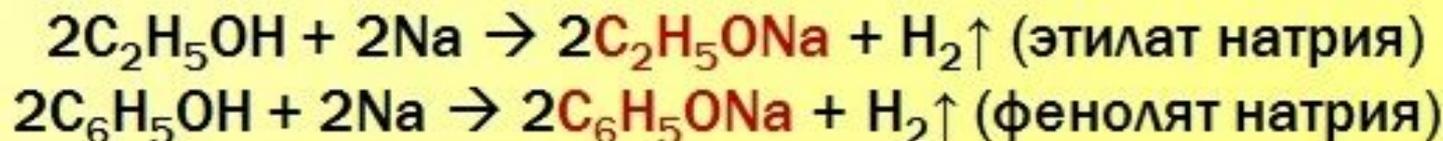
При взаимодействии щелочей с галогенами или серой:



Также соли щелочных металлов можно получить в ходе некоторых реакций термического разложения:



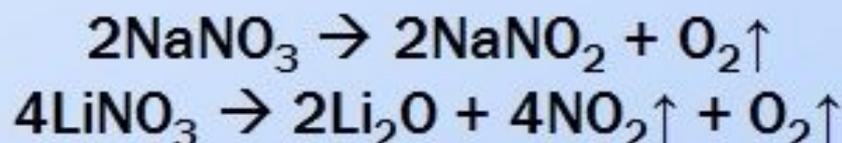
При взаимодействии щелочных металлов со спиртами и фенолом образуются **алкоголяты** и **феноляты** соответственно:



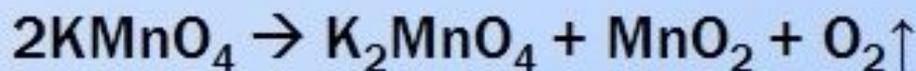
СОЕДИНЕНИЯ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

Реакции разложения некоторых солей щелочных металлов.

Как уже было сказано, большинство солей щелочных металлов термически устойчивы, плавятся без разложения. Однако, есть и такие, которые при нагревании разлагаются. Например, разлагаются **нитраты** щелочных металлов. При этом все, кроме нитрата лития, при разложении образуют нитрит металла и кислород, а в случае нитрата лития образуется оксид лития, оксид азота(IV) и кислород:

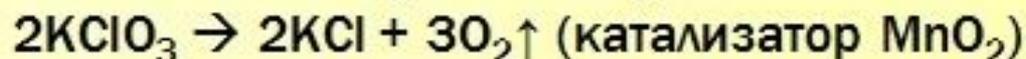
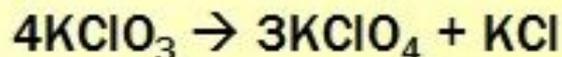


Термическое разложение перманганата калия:

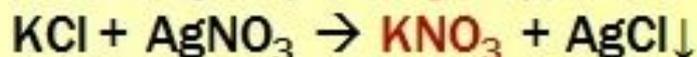
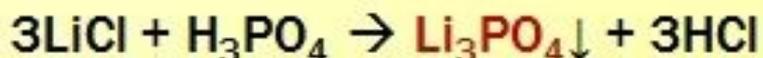


СОЕДИНЕНИЯ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

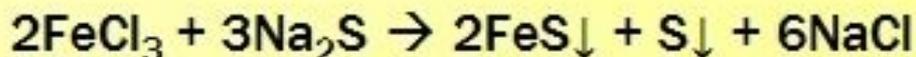
Реакция термического разложения бертолетовой соли (хлората калия):



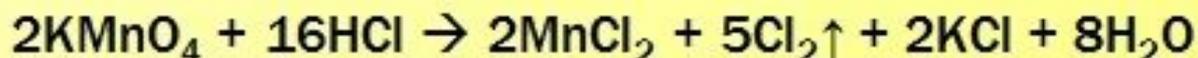
Для солей щелочных металлов характерны реакции ионного обмена с кислотами, с солями:



Галогениды, сульфиды, гидросульфиды щелочных металлов проявляют восстановительные свойства в окислительно-восстановительных реакциях:



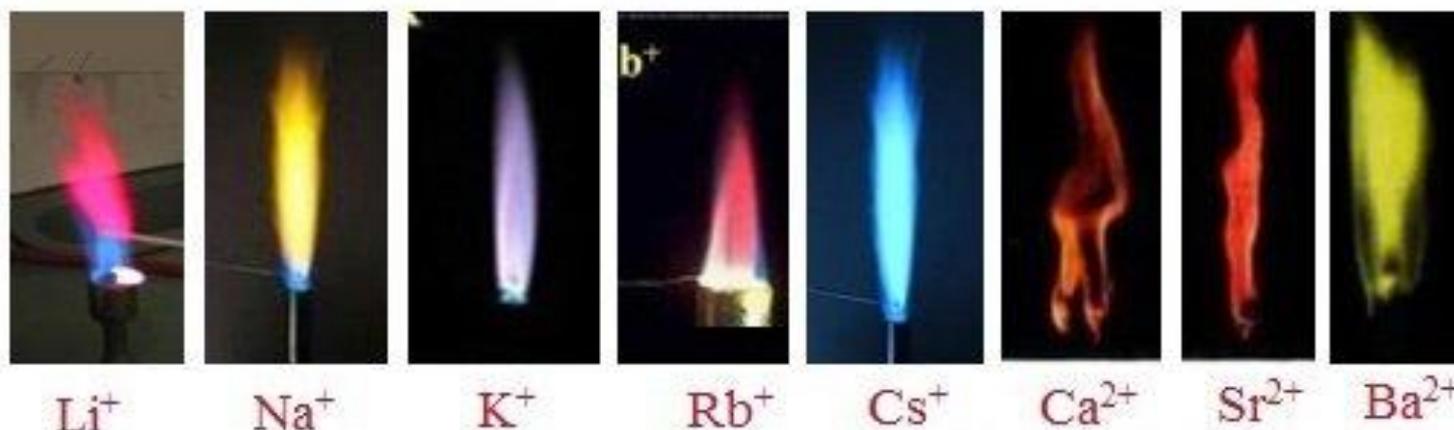
Перманганаты, манганаты, дихроматы, хроматы, хлораты, перхлораты щелочных металлов проявляют окислительные свойства в ОВР:



Качественные реакции щелочных и щелочноземельных металлов по окраске пламени

Все соединения щелочных металлов определяются по цвету пламени

Катион	Реактив	Характерные признаки
Li^+	Пламя	Красно-малиновое окрашивание
Na^+	Пламя	Желтое окрашивание
K^+	Пламя	Фиолетовое окрашивание
Rb^+	Пламя	Буро-красное окрашивание
Cs^+	Пламя	Голубое окрашивание
Ca^{2+}	Пламя	Кирпично-красное окрашивание
Sr^{2+}	Пламя	Карминово-красное окрашивание
Ba^{2+}	Пламя	Желто-зеленое окрашивание



14 Из предложенного перечня реагентов выберите такие, которые вступают в реакцию с циклогексанолом.

1) H_2

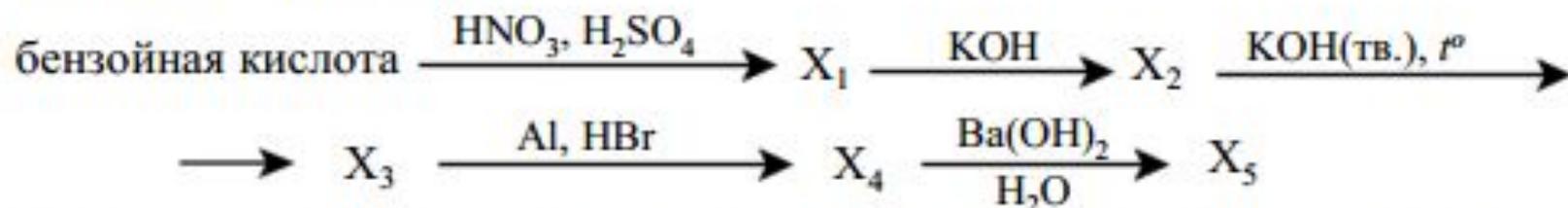
2) K

3) Cu

4) KOH

5) $K_2Cr_2O_7 (H_2SO_4)$

33 Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



При написании уравнений реакций используйте структурные формулы органических веществ.

16

Установите соответствие между дигалогеналканом и продуктом его взаимодействия со спиртовым раствором щелочи: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ДИГАЛОГЕНАЛКАН	ПРОДУКТ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ
А) 1,2-дихлорэтан	1) пропилен
Б) 1,2-дихлорпропан	2) бутин-1
В) 2,3-дибромбутан	3) бутин-2
Г) 1,1-дибромбутан	4) ацетилен
	5) пропин
	6) 2-метилпропен

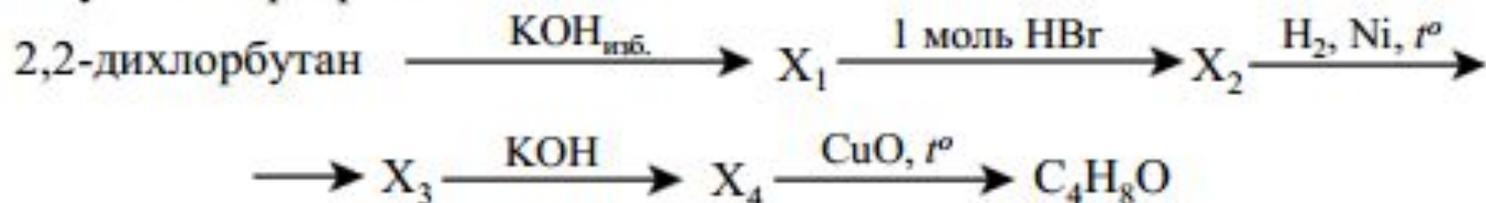
6 Из предложенного списка металлов выберите два таких, которые реагируют с водой только при нагревании.

- 1) цинк
- 2) кальций
- 3) магний
- 4) цезий
- 5) барий

12 Карбид алюминия подвергли щелочному гидролизу действием избытка водного раствора гидроксида калия. Через полученный раствор пропустили избыток углекислого газа. Образовавшийся осадок отделили, высушили и совместно прокалили с твердым гидроксидом натрия. Полученный в результате сплавления твердый продукт реакции растворили в концентрированной азотной кислоте. Напишите уравнения четырех описанных реакций.

33

Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения



При написании уравнений реакций используйте структурные формулы органических веществ.