

# ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ



**Щелочные металлы — это  
элементы главной подгруппы I  
группы :**

*литий Li,*

*натрий Na,*

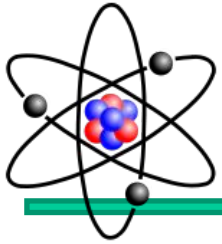
*калий K,*

*рубидий Rb,*

*цезий Cs ,*

*франций Fr.*





# История открытия лития



**Арфведсон  
Юхан Август**  
(12 .01.1792 г. –  
28 .10.1841 г.)

**Литий** был открыт в 1817 г. **А. Арфведсоном** в минерале петалите. Берцелиус предложил назвать ее литионом (Lithion), поскольку эта щелочь впервые была найдена в "царстве минералов" (камней); название это произведено от греч.- камень. **Металлический Литий** впервые получен в 1818 г. **Г. Дэви** путем электролиза щелочи.

В 1855 г. **Бунзен** и **Маттессен** разработали промышленный способ получения **металлического лития** электролизом хлорида лития.

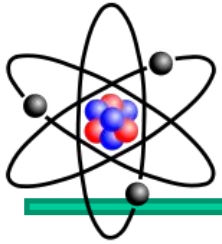


# Природные соединения лития



Фотография	Описание минерала	
	Химический состав	$\text{LiAl}[\text{Si}_2\text{O}_6]$
	Цвет	Бесцветный, красный, желтый, зеленый
	Плотность	3,1—3,2 г/см <sup>3</sup>
<b>Сподуменн</b>	Твердость	6,5





# История открытия натрия

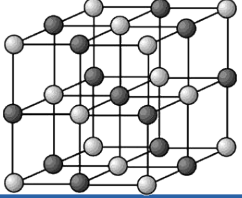


Гемфри Дэви  
(17.12.1778 г –  
29.05.1829 г)

**Натрий** (Natrium, от англ. и франц. Sodium, нем. Natrium от древнеевр. *netzer* — бурлящее вещество. В **1807 г.** **Г.Дэви** путем электролиза слегка увлажненных твердых щелочей получил свободный металл - натрий, назвав его содий (Sodium).

В следующем году Гильберт предложил именовать новый металл натронием (Natronium); Берцелиус сократил последнее название до "натрий" (Natrium).





# Природные соединения натрия



## Фотография



## Описание минерала

Химический  
состав

**NaCl**

Цвет

Бесцветный,  
красный,  
желтый, синий

Плотность

2,2—2,3г/см<sup>3</sup>

Твердость

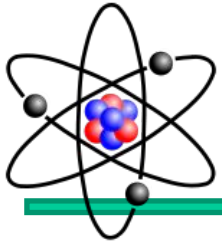
2,5

**Галит**

Вкус

Солёный





# История открытия калия

**Калий** (англ. Potassium, франц. Potassium, нем. Kalium) открыл в **1807 г.** **Г.Дэви**, производивший электролиз твердого, слегка увлажненного едкого кали. Дэви именовал новый металл потассием (Potassium), но это название не прижилось. Крестным отцом металла оказался Гильберт, известный издатель журнала "Annalen der Physik", предложивший название "калий"; оно было принято в Германии и России.



Гемфри Дэви  
(17.12.1778 г –  
29.05.1829 г)



# Природные соединения калия



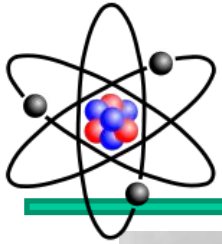
Фотография	Описание минерала	
	Химический состав	КСі
	Цвет	Бесцветный, молочно-белый, темно-красный, розовый
	Плотность	1,97-1,99 г/см <sup>3</sup>
	Твердость	1,5
Сильвин	Вкус	Едкий



# Природные соединения калия



Фотография	Описание минерала	
	Химический состав	$MgCl_2 \cdot KCl \cdot 6H_2O$
	Цвет	Красный, желтый, белый, бесцветный
	Плотность	1,6г/см <sup>3</sup>
	Твердость	1,5
<b>Карналит</b>	Вкус	Жгучий соленый



# История открытия рубидия

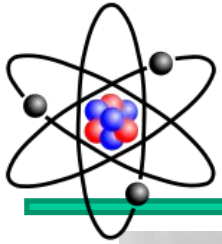


**Роберт Вильгельм Бунзен**  
(31.03.1811 - 16.08.1899)



**Густав Роберт Кирхгоф**  
(12.03.1824 – 17.10.1887)

При спектроскопическом анализе минерала лепидолит (фторсиликат лития и алюминия) и обнаружилось две новые красные линии в красной части спектра. Эти линии Р. Бунзен и Г.Кирхгофф правильно отнесли к новому металлу, который назвали рубидием (лат. rubidus - красный) из-за цвета его спектральных линий. Получить рубидий в виде металла Бунзену удалось в 1863 году.



# История открытия цезия



**Роберт Вильгельм Бунзен**  
(31.03.1811 - 16.08.1899)

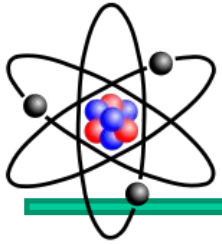


**Густав Роберт Кирхгоф**  
(12.03.1824 – 17.10.1887)

Цезий (англ. Cesium, франц. Cesium, нем. Caesium) - первый элемент, открытый с помощью спектрального анализа. Р.Бунзен и Г.Кирхгофф обнаружили спектральные линии нового элемента: одну слабо-голубую и другую ярко-голубую в области фиолетовой части спектра.

Р.Бунзен назвал вновь открытый металл цезием (Cesium) от лат. caesius -- голубой, светло-серый; в древности этим словом обозначали голубизну ясного неба. Чистый металлический цезий получен электролитическим путем в 1882 г.





# История открытия франция

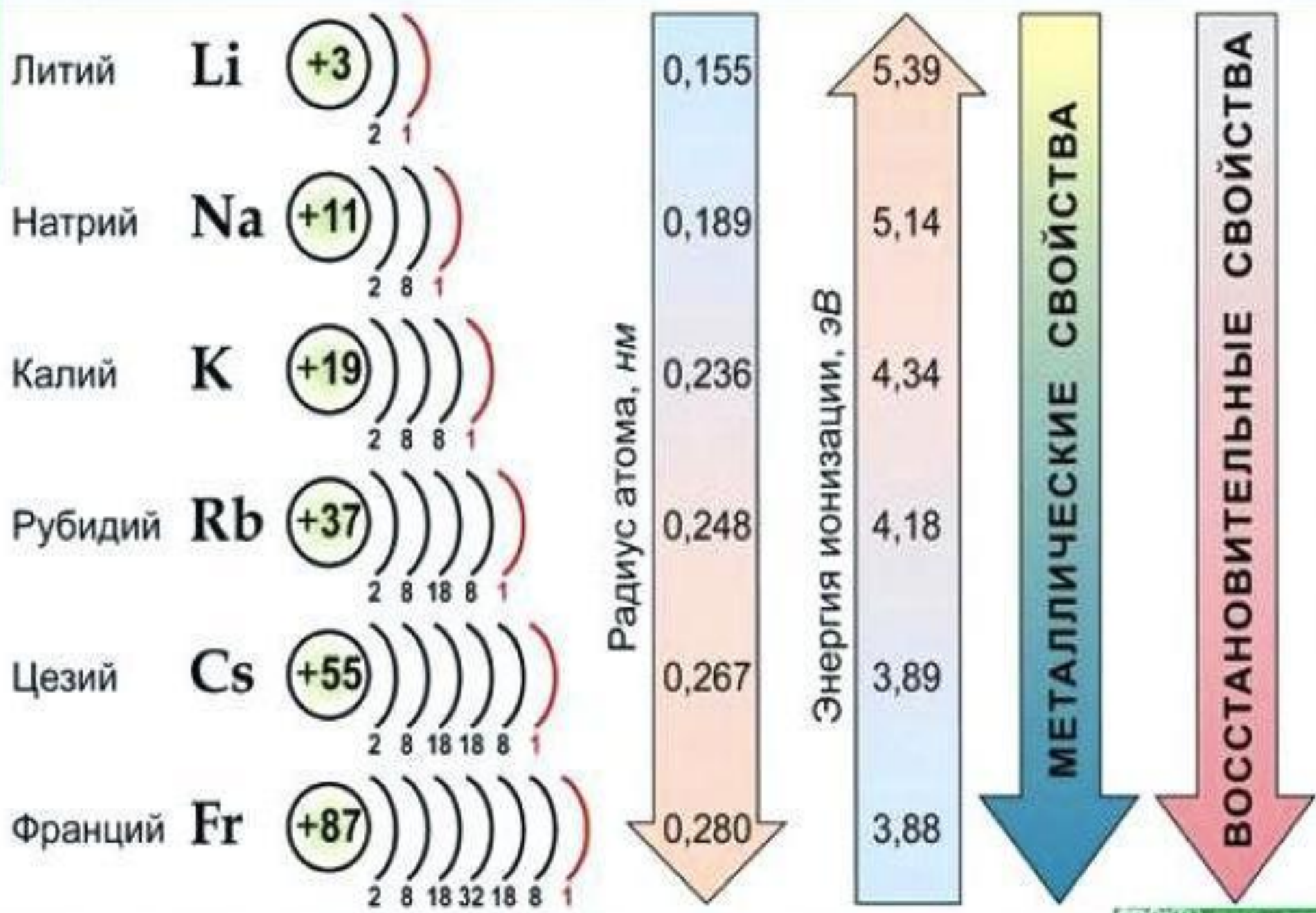


**ПЕРЕ (Perey)**  
Маргарита  
(19.10.1909 -  
13.05.1975)

Этот элемент был предсказан Д.И. Менделеевым (как Эка-цезий), и был открыт (по его радиоактивности) в 1939 г. Маргаритой Пере, сотрудницей Института радия в Париже с порядковым номером  $Z = 87$  и периодом полураспада 21 мин. Она же дала ему в 1964 г. название в честь своей родины – франций. 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.



## 1. ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ





## СТРОЕНИЕ АТОМОВ

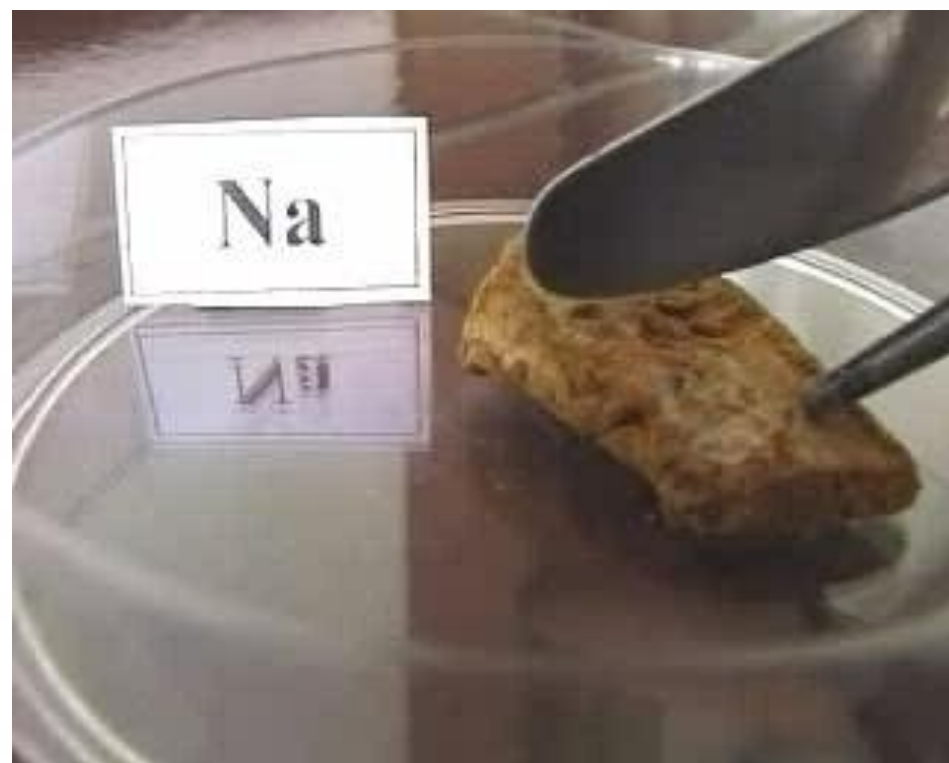
На внешнем энергетическом уровне атомы этих элементов содержат **по одному электрону**, находящемуся на сравнительно большом удалении от ядра. Они легко отдают этот электрон, поэтому являются **очень сильными восстановителями**. Во всех своих соединениях щелочные металлы проявляют степень окисления **+1**. Восстановительные свойства их усиливаются при переходе от Li к Cs, что связано с ростом радиусов их атомов. Это наиболее типичные представители металлов: металлические свойства выражены у них особенно ярко.



# Щелочные металлы - простые вещества



*Серебристо-белые мягкие вещества (режутся ножом), с характерным блеском на свежесрезанной поверхности, кроме цезия (золотистый). Все они легкие и легкоплавкие, причем, как правило, плотность их возрастает от Li к Cs, а температура плавления, наоборот, уменьшается.*



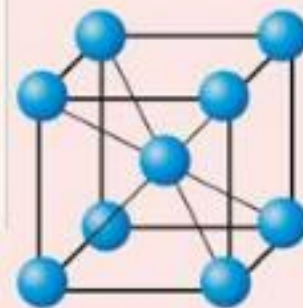


# Изменение физических свойств

## ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

СВОЙСТВА \ МЕТАЛЛЫ	Li	Na	K	Rb	Cs
$t_{пл}, ^\circ\text{C}$	179	97,8	63,6	38,7	28,5
$t_{кип}, ^\circ\text{C}$	1370	883	766	713	690
Плотность, г/см <sup>3</sup>	0,53	0,97	0,86	1,52	1,87
Твердость	0,6	0,4	0,5	0,3	0,2

Объемноцентрированная  
кубическая структура



# ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА



*Все щелочные металлы чрезвычайно активны, во всех химических реакциях проявляют восстановительные свойства, отдают свой единственный валентный электрон, превращаясь в положительно заряженный катион.*

*В качестве окислителей могут выступать простые вещества-неметаллы.*

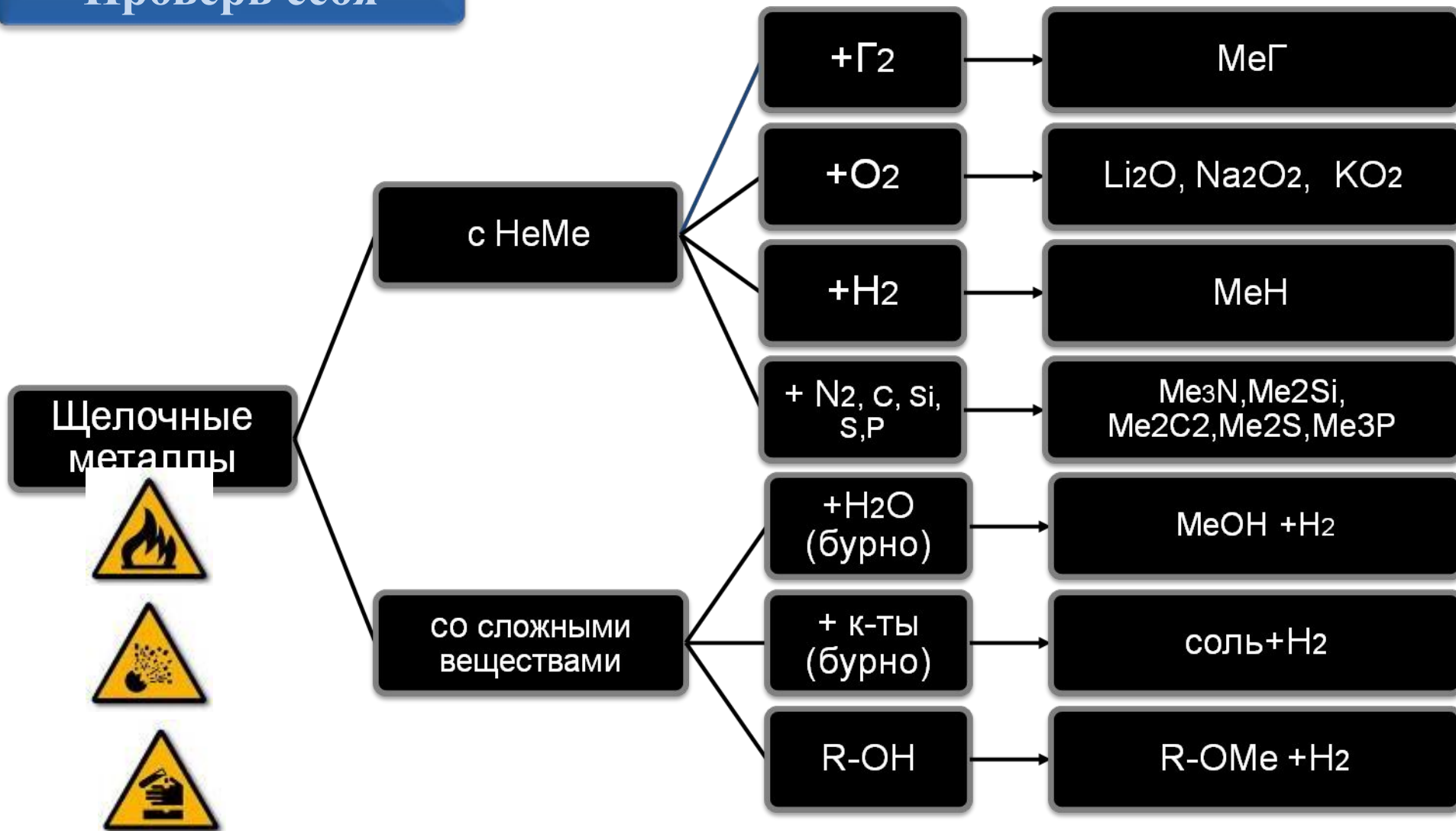






# Химические свойства

Проверь себя





# Химические свойства

1)  $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$  (в атмосфере  $\text{F}_2$  и  $\text{Cl}_2$  щелочные  $\text{Me}$  самовоспламеняются)

2)  $4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O}$        $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$        $2\text{K} + 2\text{O}_2 = \text{K}_2\text{O}_4$   
    оксид  $\text{Li}$                       пероксид  $\text{Na}$                       надпероксид  $\text{K}$

3)  $2\text{Na} + \text{H}_2 = 2\text{NaH}$ -гидриды      (при нагревании  $200-400^\circ\text{C}$ )

4)  $6\text{Li} + \text{N}_2 = 2\text{Li}_3\text{N}$  ( $\text{Li}$  - при комнатной  $T$ , остальные щелочные  $\text{Me}$  -при нагревании)

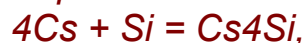
с серой – сульфиды:



с фосфором – фосфиды:



с кремнием – силициды:



с углеродом карбиды образуют литий и натрий:



5)  $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$

( $\text{Li}$  - спокойно,  $\text{Na}$  - энергично,

остальные – со взрывом –

воспламеняется выделяющийся  $\text{H}_2$

$\text{Rb}$  и  $\text{Cs}$  реагируют не только

с жидкой  $\text{H}_2\text{O}$ , но и со льдом. .

6)  $2\text{Na} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2$

(протекают очень бурно)

7)  $2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{Na} = 2\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa} + \text{H}_2$

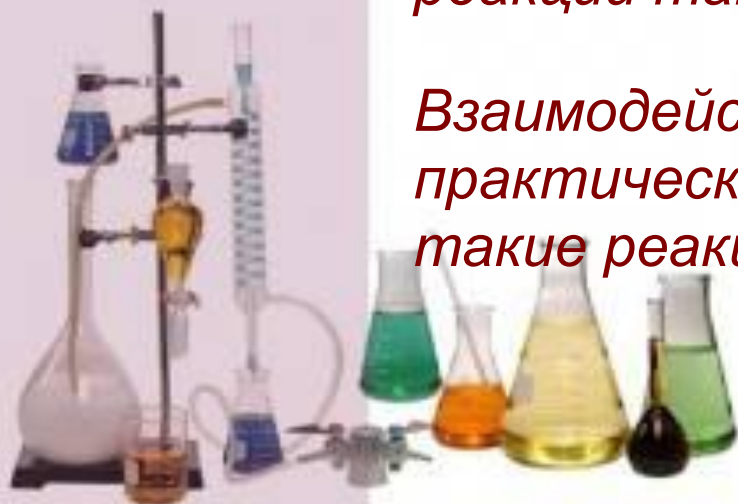


# Взаимодействие с кислотами

*Щелочные металлы способны реагировать с разбавленными кислотами с выделением водорода, однако реакция будет протекать неоднозначно, поскольку металл будет реагировать и с водой, а затем образующаяся щелочь будет нейтрализоваться кислотой.*

*При взаимодействии с кислотами-окислителями, например, **азотной и серной (к)**, образуется продукт восстановления кислоты, хотя протекание реакции также неоднозначно.*

*Взаимодействие щелочных металлов с кислотами практически всегда сопровождается взрывом, и такие реакции на практике не проводятся.*



# Взаимодействие с кислотами

Состав продуктов восстановления азотной кислоты металлами

$w(\text{HNO}_3)$ , %	Me	Li, Cs, Rb, K, Ba, Sr, Ca*, Na, Mg*, Al*	Mn*, Zn, Cr*, Fe*, Cd, Co*, Ni*, Sn, Pb*	Bi*, Cu, Ru, Hg, Ag, Rh, Pd	Ir, Pt, Au
		Активные	Средней активности	Малоактивные	Благородные
Больше 80% (очень конц. р-ры)		$\text{NO}_2$	$\text{NO}_2$	$\text{NO}_2$	—
45–75% (конц. р-ры)		$\text{N}_2\text{O}$	$\text{NO}$	$\text{NO}_2$	—
10–40% (разб. р-ры)		$\text{N}_2$	$\text{N}_2\text{O}$	$\text{NO}$	—
Меньше 5% (оч. разб. р-ры)		$\text{NH}_4\text{NO}_3$	$\text{N}_2$	—	—

\* Металлы, пассивирующиеся в очень концентрированных растворах азотной кислоты.



# Качественное определение щелочных металлов

Для распознавания соединений щелочных металлов по окраске пламени исследуемое вещество вносится в пламя горелки на кончике железной проволоки.

**Li<sup>+</sup>** - карминово-красный

**Na<sup>+</sup>** - желтый

**K<sup>+</sup>** - фиолетовый

**Rb<sup>+</sup>** - красный

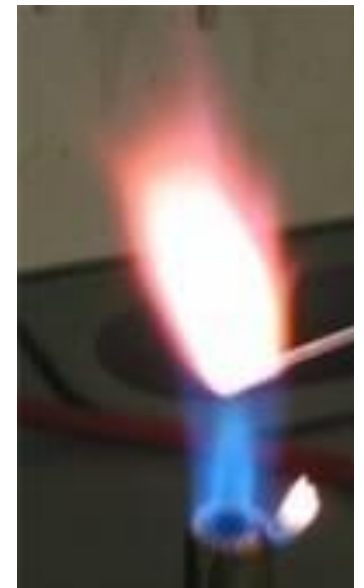
**Cs<sup>+</sup>** - фиолетово-синий



**Li<sup>+</sup>**



**Na<sup>+</sup>**

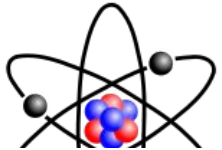


**K<sup>+</sup>**



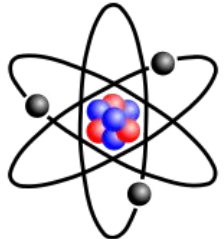
# MONITORING METABOLISM IN COCAINE





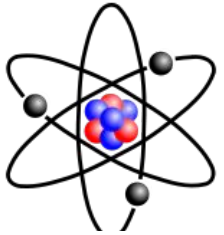
# Применение щепочных металлов





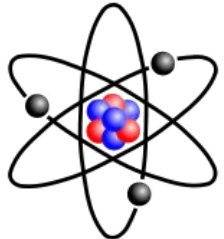
# Применение щелочных металлов





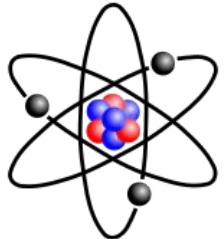
# Применение щелочных металлов





# Применение щелочных металлов



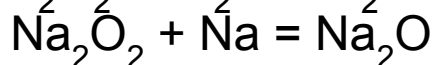
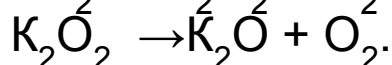
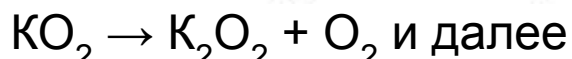
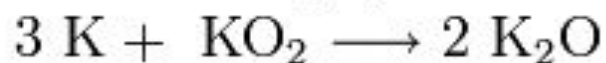
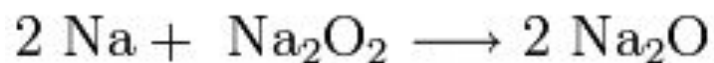


# Применение щелочных металлов



## ОКСИДЫ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ-ОСНОВНЫЕ

Для получения оксидов натрия и калия нагревают смеси гидроксида, пероксида или надпероксида с избытком металла в отсутствие кислорода:



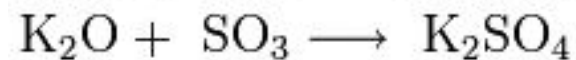
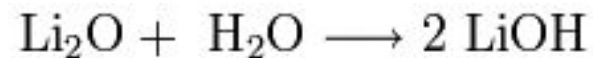
Для кислородных соединений щелочных металлов характерна следующая закономерность: по мере увеличения радиуса катиона щелочного металла возрастает устойчивость кислородных соединений, содержащих пероксид-ион  $\text{O}_2^{2-}$  и надпероксид-ион  $\text{O}_2^-$ .

Для тяжёлых щелочных металлов характерно образование довольно устойчивых *озонидов* состава  $\text{ЭO}_3$ . Все кислородные соединения имеют различную окраску, интенсивность которой углубляется в ряду от Li до Cs:

Формула кислородного соединения	Цвет
$\text{Li}_2\text{O}$	Белый
$\text{Na}_2\text{O}$	Белый
$\text{K}_2\text{O}$	Желтоватый
$\text{Rb}_2\text{O}$	Жёлтый
$\text{Cs}_2\text{O}$	Оранжевый
$\text{Na}_2\text{O}_2$	Светло-жёлтый
$\text{KO}_2$	Оранжевый
$\text{RbO}_2$	Тёмно-коричневый
$\text{CsO}_2$	Жёлтый



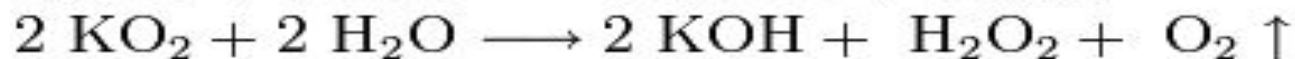
1. Оксиды щелочных металлов обладают всеми свойствами, присущими основным оксидам: они реагируют с водой, кислотными и амфотерными оксидами и кислотами:



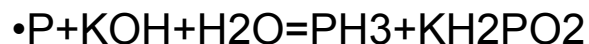
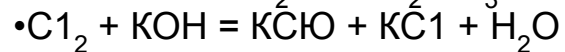
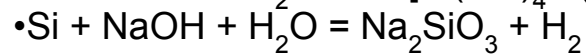
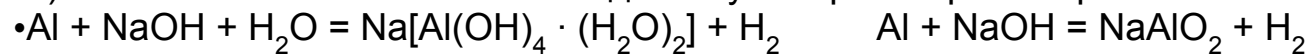
2. Пероксиды и надпероксиды проявляют свойства сильных окислителей:



3. Пероксиды и надпероксиды интенсивно взаимодействуют с водой, образуя гидроксиды:



4). Металлы и неметаллы взаимодействуют с растворами и расплавами щелочей





**Гидроксид натрия  $\text{NaOH}$**  в технике известен под названиями **едкий натр**, каустическая сода, каустик.

Техническое название **гидроксида калия  $\text{KOH}$**  — **едкое кали**.

Оба гидроксида —  $\text{NaOH}$  и  $\text{KOH}$  разъедают ткани и бумагу, поэтому их называют также едкими щелочами.

Едкий натр применяется 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.



Соли щелочных металлов — твердые кристаллические вещества ионного строения.

$\text{Na}_2\text{CO}_3$  — **карбонат натрия**, образует кристаллогидрат  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , известный под названием **кристаллическая сода**, которая применяется в производстве стекла, бумаги, мыла.

Вам в быту более известна кислая соль — **гидрокарбонат натрия  $\text{NaHCO}_3$** , она применяется в пищевой промышленности (**пищевая сода**) и в медицине (питьевая сода).

$\text{K}_2\text{CO}_3$  — **карбонат калия**, техническое название — **поташ**, используется в производстве жидкого мыла.

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  — **кристаллогидрат сульфата натрия**, техническое название — **глауберова соль**, применяется для производства соды и стекла и в качестве слабительного средства.





# БИОЛОГИЧЕСКАЯ РОЛЬ И ПРИМЕНЕНИЕ СОЕДИНЕНИЙ КАЛИЯ И НАТРИЯ

Раствор хлорида натрия (0,9%) применяется в медицине. Такой раствор называется физиологическим



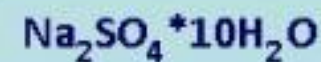
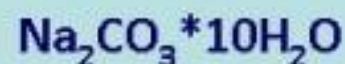
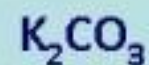
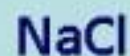
Питьевая сода применяется в кулинарии, для выпечки кондитерских изделий.  
Хлорид натрия - как добавка к пище



Калийные удобрения играют важную роль в жизни растений.



Тривиальные названия солей:



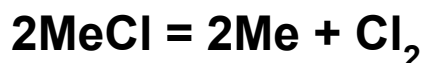


***NaCl*** — хлорид натрия, галлит, или поваренная соль, эта соль вам хорошо известна из курса прошлого года. Хлорид натрия является важнейшим сырьем в химической промышленности, широко применяется и в быту.



# Получение щелочных металлов

1) Электролиз расплавов соединений щелочных металлов:



2) Восстановление оксидов и гидроксидов щелочных металлов:

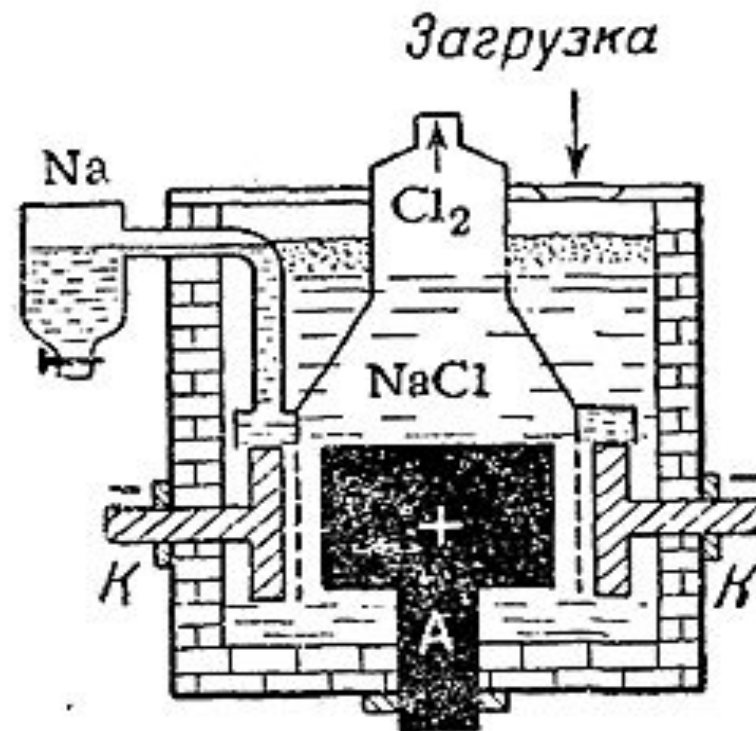
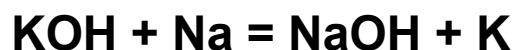
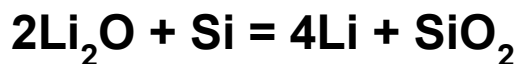


Схема электролизера для получения натрия.

Ванна состоит из стального кожуха с шамотной футеровкой, графитовым анодом А и кольцевым железным катодом К, между которыми расположена сетчатая диафрагма. Электролитом служит более легкоплавкая смесь его с 25% NaF и 12% KCl (что позволяет проводить процесс при 610–650°C). Металлический натрий собирается в верхней части кольцевого катодного пространства, откуда и переходит в сборник. По мере хода электролиза в ванну добавляют NaCl.

# Физические свойства щелочных

## металлов Заполни пропуски

Щелочные металлы — это мягкие, белые вещества, за исключением цезия, который имеет серебристо-желтый цвет. Все щелочные металлы характеризуются малой плотностью, малой твердостью, низкими температурами плавления и кипения и хорошей электропроводностью. Благодаря малой плотности Li, Na и K всплывают на воде (Li — даже на керосине). Щелочные металлы легко режутся ножом. Несветящееся пламя газовой горелки щелочные металлы и их летучие соединения окрашивают в характерные цвета: Li — карминово-красный, Na — в желтый, K — фиолетовый, Rb — в красноватый, Cs — в фиолетово-синий.





# Тест «Щелочные металлы»



1. Предложил назвать калий от арабского «алкали» - щелочь



И. Арфведсон



Г.Деви



Й. Берцеллиус

2. В ряду от лития к францию атомный радиус:



уменьшается



не изменяется



увеличивается

3. Степень окисления щелочных металлов равна:



+1



-1



4. Цвет пламени, в который его окрашивают ионы натрия



фиолетовый



красный



желтый

5. Соединение NaOH называется.



каустическая сода



поташ



кристаллическая сода

проверить

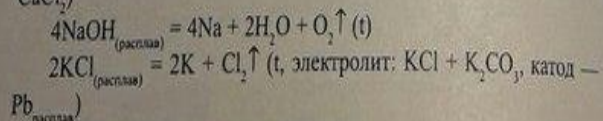
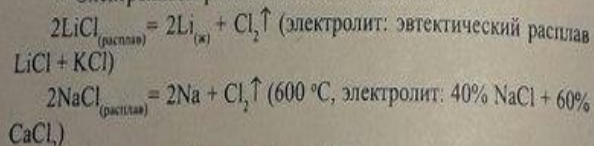


## 9. ХИМИЯ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ (Li, Na, K, Rb, Cs)

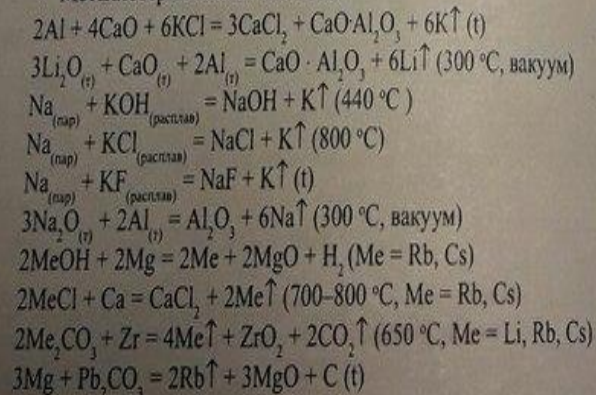
Li, Na, K, Rb — серебристо-белые металлы, цезий — золотисто-желтый, литий хранят под слоем эфира, остальные — под слоем керосина или жидкого парафина.  $\text{Li}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 4\text{SiO}_2$  — сподумен,  $\text{NaCl}$  — каменная соль,  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  — глауберова соль (мирабилит),  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$  — криолит,  $\text{KCl}$  — сильвин,  $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$  — сильвинит,  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  — карналлит. Окрашивают пламя:  $\text{Li}^+$  — в карминово-красный,  $\text{Na}^+$  — в желтый,  $\text{K}^+$  — в бледно-фиолетовый,  $\text{Rb}^+$  — в темно-красный,  $\text{Cs}^+$  — в бледно-голубой.

### Получение щелочных металлов

• Электролизом расплавов солей и щелочей:

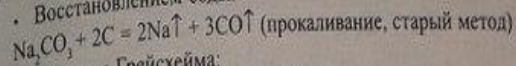


• Металлотермическим методом:

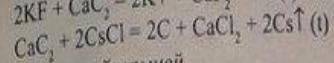
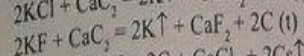
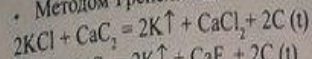


• Термоллизом сложных веществ:  
 $2\text{MeN}_3 = 2\text{Me} \uparrow + 3\text{N}_2 \uparrow \text{ (300 }^\circ\text{C, Me = Na, K, Rb, Cs, LiN}_3\text{ — не разл.)}$

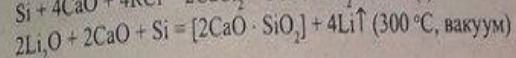
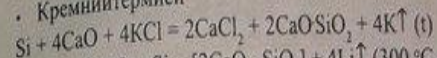
• Восстановлением соды:



• Методом Грейсхейма:



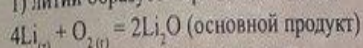
• Кремнийтермией



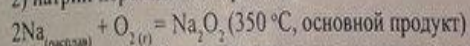
### Химические свойства

• Взаимодействие с кислородом (при горении щелочных металлов в атмосфере кислорода обычно образуются различные продукты):

1) литий образует нормальный оксид:



2) натрий переходит в пероксид:



— калий, рубидий и цезий при этих условиях образуют надпероксиды (супероксиды):

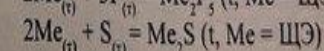
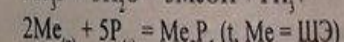
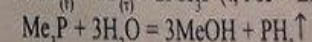
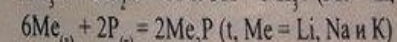
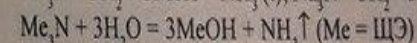
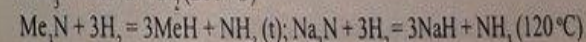
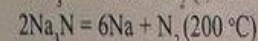
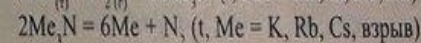
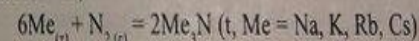
•  $\text{Me}_{(\text{т})} + \text{O}_{2(\text{т})} = \text{MeO}_2 \text{ желтый (Me = K, Rb, Cs)}$

• взаимодействие с водородом:

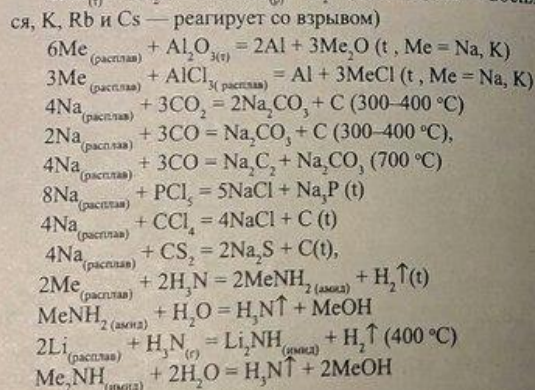
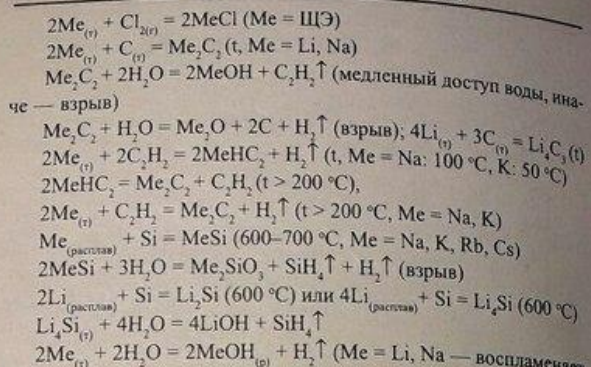
•  $2\text{Na}_{(\text{т})} + \text{H}_{2(\text{т})} = 2\text{NaN} \text{ (t)}$ ;  $2\text{Li}_{(\text{т})} + \text{H}_{2(\text{т})} = 2\text{LiH} \text{ (t)}$ ;  $2\text{K}_{(\text{т})} + \text{H}_{2(\text{т})} = 2\text{KH} \text{ (t)}$

• Взаимодействие с другими веществами:

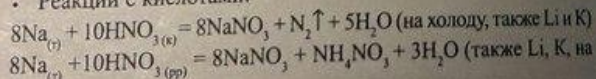
$6\text{Li}_{(\text{т})} + \text{N}_{2(\text{т})} = 2\text{Li}_3\text{N} \text{ (медленно — в обычных условиях, быстро — при 250 }^\circ\text{C)}$



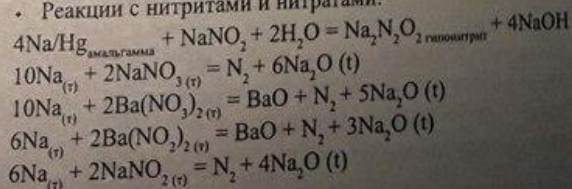




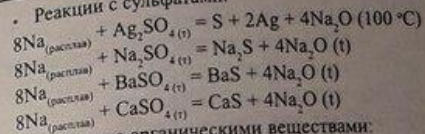
• Реакции с кислотами:



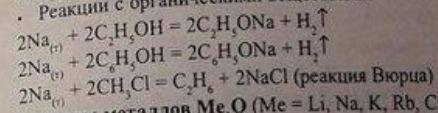
• Реакции с нитритами и нитратами:



• Реакции с сульфатами:



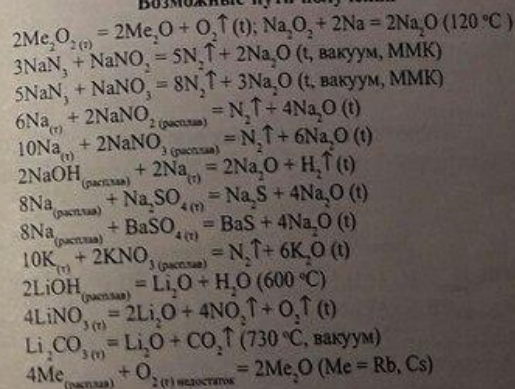
• Реакции с органическими веществами:



Оксиды металлов  $\text{Me}_2\text{O}$  (Me = Li, Na, K, Rb, Cs)

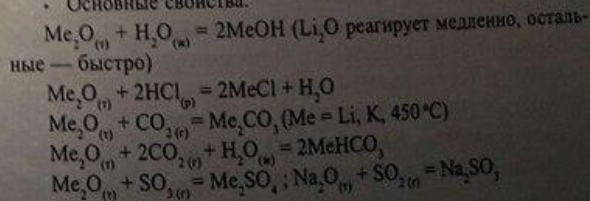
$\text{Li}_2\text{O}$  и  $\text{Na}_2\text{O}$  — белого,  $\text{K}_2\text{O}$  — желтоватого,  $\text{Rb}_2\text{O}$  — желтого,  $\text{Cs}_2\text{O}$  — оранжевого цветов.

Возможные пути получения

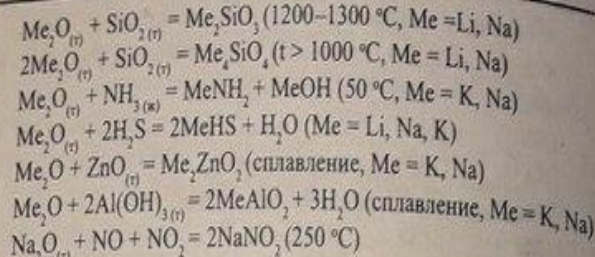


Свойства оксидов щелочных металлов

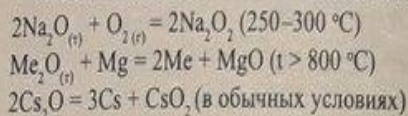
• Основные свойства:



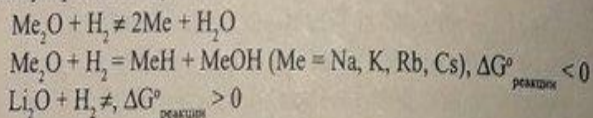




• Окислительно-восстановительные свойства:



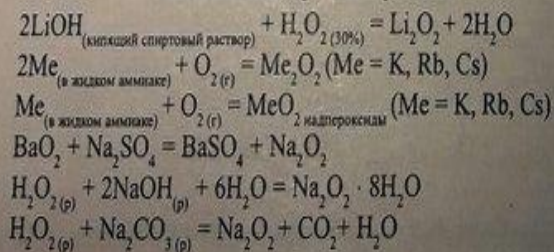
• Эти оксиды не могут быть восстановлены водородом, но могут реагировать с ним с образованием гидридов по схеме внутримолекулярной дисмутации:



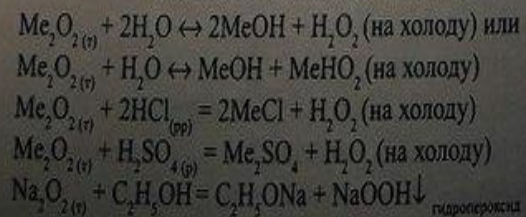
### Пероксиды щелочных металлов

Пероксиды щелочных металлов  $\text{Me}_2\text{O}_2$  являются сильными окислителями.

#### Возможные пути получения

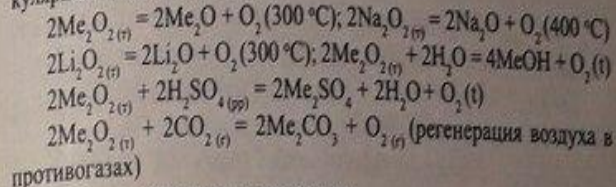


#### Кислотно-основные свойства

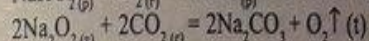
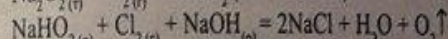
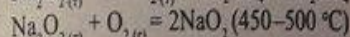
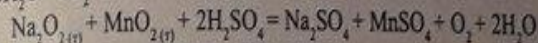
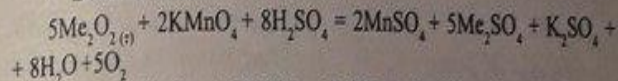


### Окислительно-восстановительные свойства пероксидов

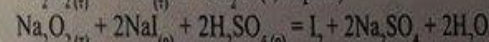
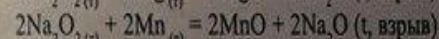
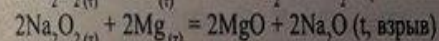
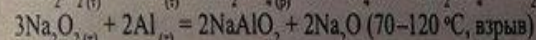
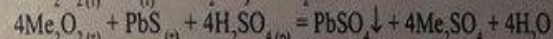
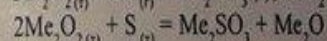
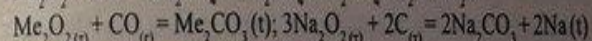
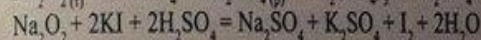
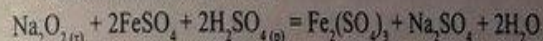
• Окислительно-восстановительная двойственность (межмолекулярная дисмутация, ММД):



• Восстановительные свойства:



• Окислительные свойства:



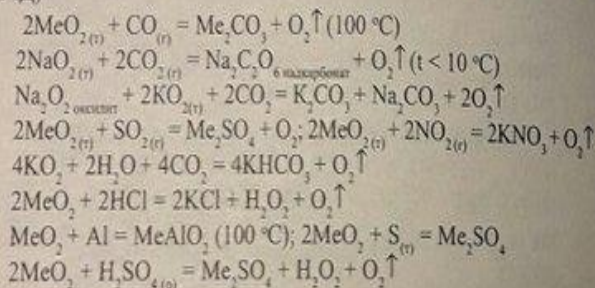
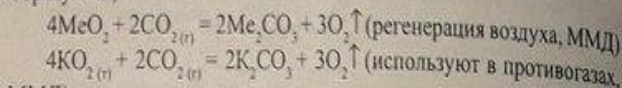
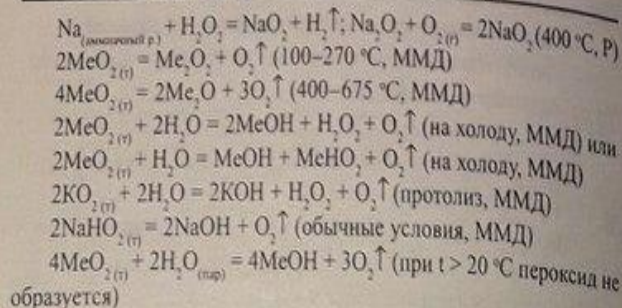
### Надпероксиды или супероксиды $\text{MeO}_2$ (Me = Na, K, Rb, Cs)

При сжигании на воздухе K, Rb и Cs образуют надпероксиды. Надпероксид-ион  $[\text{O}_2]^-$  образуется за счет присоединения кислородом ( $\text{O}_2$ ) одного электрона; сильные окислители;  $\text{KO}_2$  — оранжевый,  $t_{\text{пл}} = 535^\circ\text{C}$ ;  $\text{RbO}_2$  — коричневый,  $t_{\text{пл}} = 412^\circ\text{C}$ ;  $\text{CsO}_2$  — желтый,  $t_{\text{пл}} = 450^\circ\text{C}$



$\text{Na} + \text{O}_{2(г)} = \text{NaO}_2$  (при сжигании в чистом кислороде и повышенном давлении).

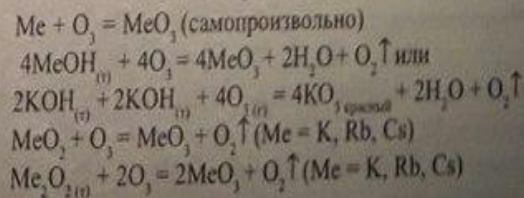


Озони́ды щелочных металлов  $\text{MeO}_3$ 

(Me = Na, K, Rb, Cs)

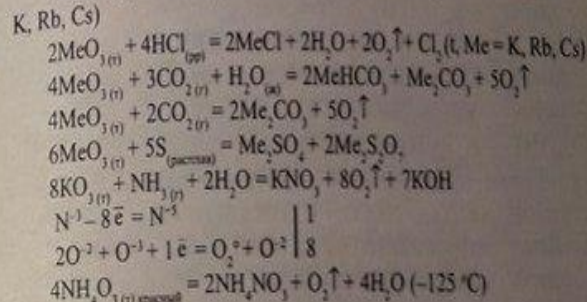
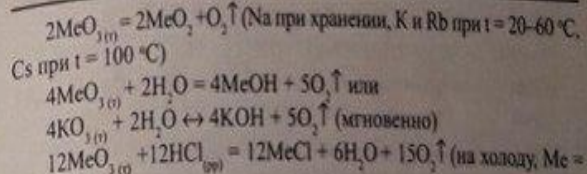
Озонид-ион  $[\text{O}_3]^-$  или  $[\text{O}_2\text{O}]^-$  ( $(\text{O}^{2-}\text{O}^{1-}\text{O}^{2-})^-$ ), — сильные окислители.

## Получение озонидов



## Химические свойства

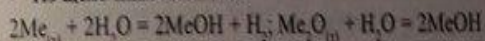
Ион  $\text{O}_3^-$  имеет угловое строение, валентный угол составляет  $\approx 100^\circ$ ;  $\text{KO}_{3(к)}, \text{RbO}_{3(к)}, \text{CsO}_{3(к)}$  — парамагнитные вещества красного цвета, разлагаются соответственно при 60, 100, 100  $^\circ\text{C}$ .

Гидроксиды щелочных металлов  $\text{MeOH}$   
(Me = Li, Na, K, Rb, Cs)

Бесцветные гигроскопичные вещества, за исключением  $\text{LiOH}$ , на воздухе расплываются, образуют щелочи.

## Получение гидроксидов

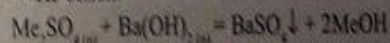
- Из щелочных металлов:



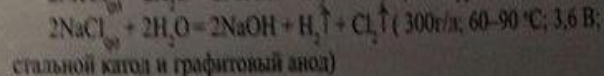
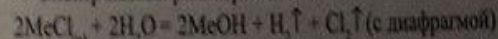
- из гидридов:



- Из солей:

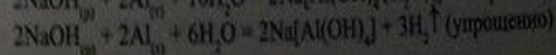
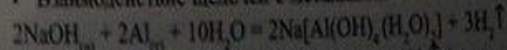


- Электролизом раствора солей:

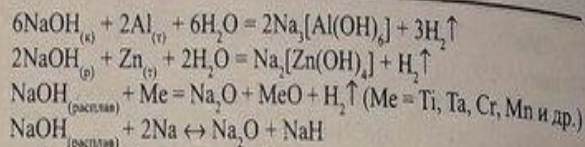


## Химические свойства

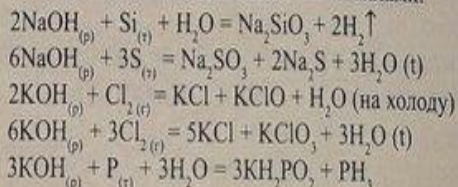
- Взаимодействие щелочей с металлами:



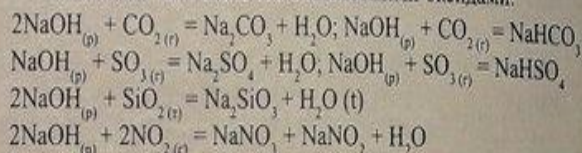




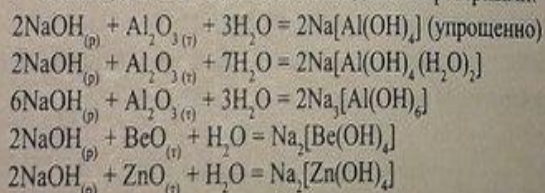
• Взаимодействие щелочей с неметаллами:



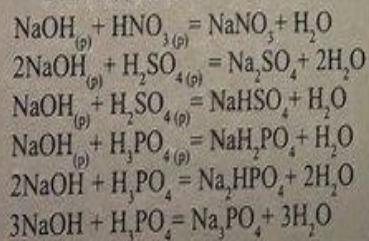
• Взаимодействие щелочей с кислотными оксидами:



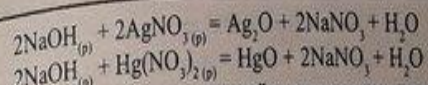
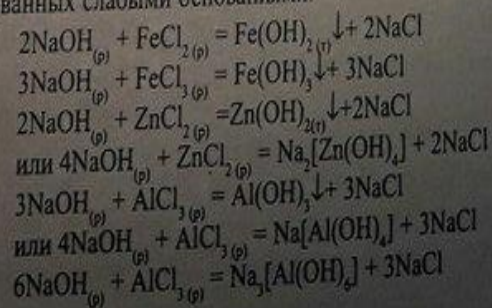
• Взаимодействие щелочей с оксидами амфотерными:



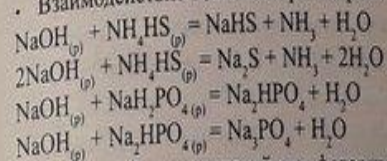
• Взаимодействие щелочей с кислотами:



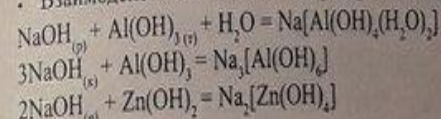
• Взаимодействие щелочей с растворами средних солей, образованных слабыми основаниями:



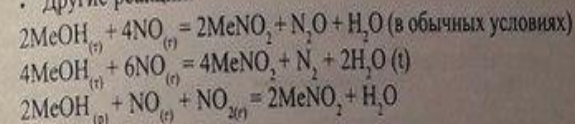
• Взаимодействие щелочей с растворами кислых солей:



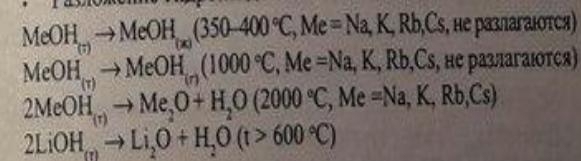
• Взаимодействие щелочей с амфотерными гидроксидами:



• Другие реакции:



• Разложение гидроксидов:

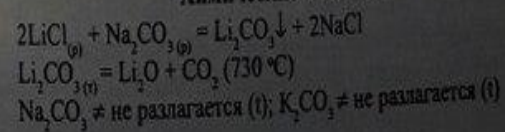


	Индикаторы	Изменение окраски
OH <sup>-</sup>	Метиловый оранжевый	Желтый
	Лакмус	Синий
	Фенолфталеин	Малиновый

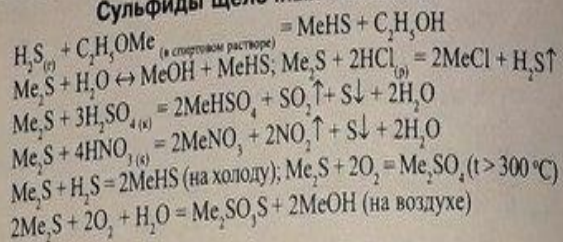
### Карбонаты щелочных металлов

$\text{Li}_2\text{CO}_3$  — малорастворим, разлагается до и при плавлении;  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и  $\text{K}_2\text{CO}_3$  плавятся без разложения;  $\text{Rb}_2\text{CO}_3$  и  $\text{Cs}_2\text{CO}_3$  разлагаются выше температуры плавления;  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  — кристаллическая сода (32,5 °C)  $\rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  (35,3 °C)  $\rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$  (107 °C)  $\rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$  — кальцинированная сода.

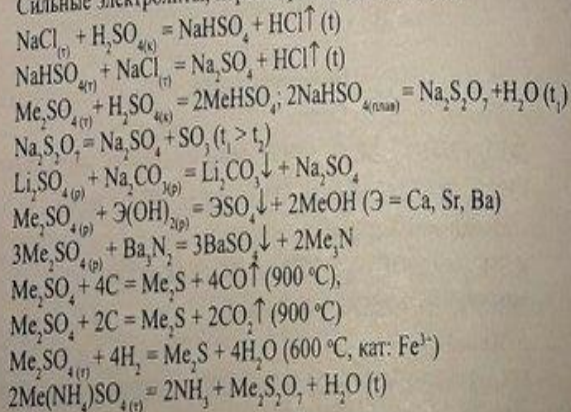
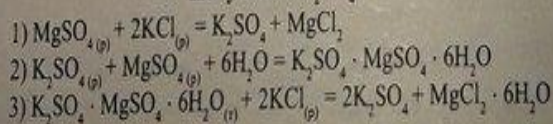
### Химические свойства



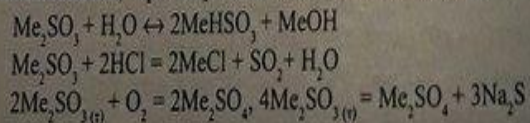


**Сульфиды щелочных металлов****Сульфаты щелочных металлов**

Сильные электролиты, хорошо растворимы в воде.

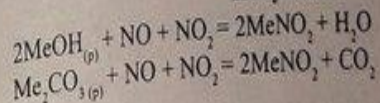
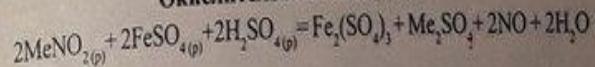
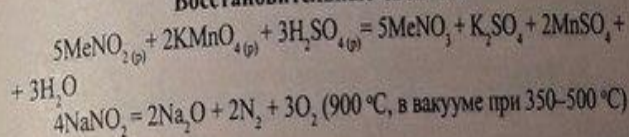
**Получение  $\text{K}_2\text{SO}_4$** **Сульфиты щелочных металлов**

Растворимы в воде, гидролизуются, в водных растворах — восстановители, при нагревании диспропорционируют.

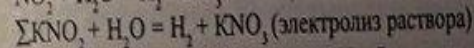
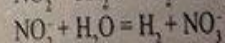
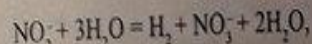
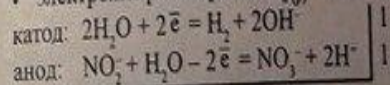
**Нитриты щелочных металлов**

Разлагаются после плавления, гидролизуются, проявляют окислительно-восстановительную двойственность;  $\text{NaNO}_2$  и  $\text{KNO}_2$  —

токсичны, вызывают головную боль, рвоту, угнетают дыхание и т. д., при отравлении нитратами в крови образуется метгемоглобин, повреждаются мембраны эритроцитов.

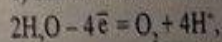
**Получение****Окислительные свойства****Восстановительные свойства****Электролиз водных растворов нитритов и сульфитов**

• электролиз раствора  $\text{KNO}_{2(г)} = \text{K}^+ + \text{NO}_2^-$  при  $\text{pH} = 7$ :

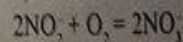


Процесс окисления на аноде при  $\text{pH} = 7$  можно представить так:

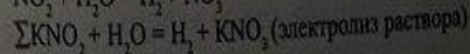
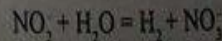
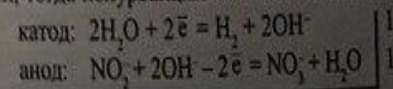
1) вначале идет анодное окисление воды:



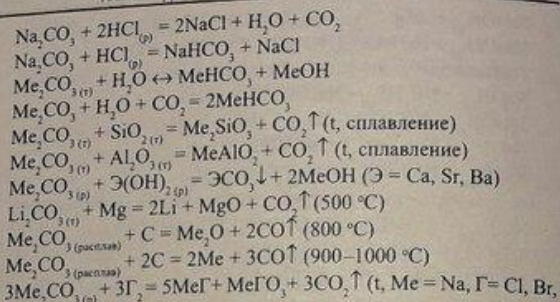
2) затем окисление  $\text{NO}_2^-$  кислородом:



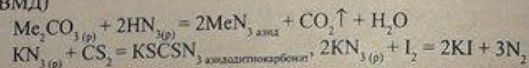
• электролиз раствора  $\text{KNO}_{2(г)} = \text{K}^+ + \text{NO}_2^-$  при  $\text{pH} > 7$ : так как имеет место гидролиз соли по аниону, то среда становится щелочной, тогда полуреакцию окисления на аноде можно записать так:



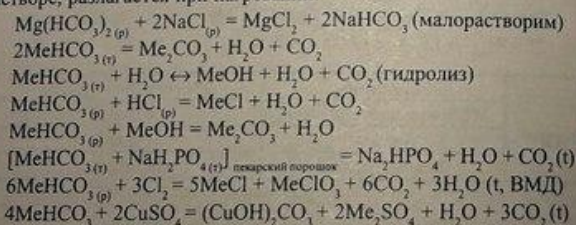




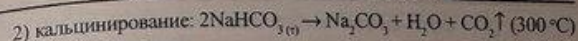
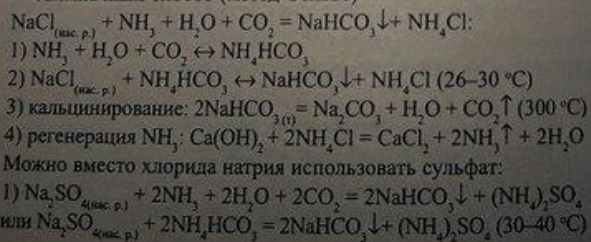
I, ВМД)

**Гидрокарбонаты щелочных металлов**

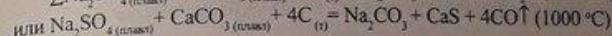
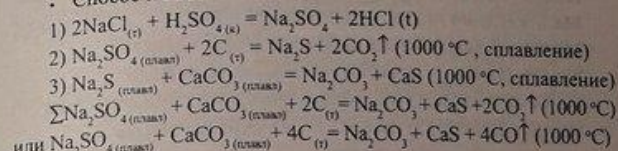
$\text{LiHCO}_3$  — гидрокарбонат лития — существует только в водном растворе, разлагается при нагревании.

**Производство соды**

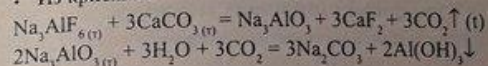
• Аммиачный способ (метод Сольве)



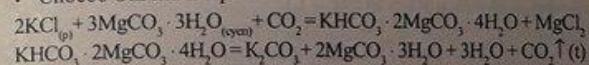
• Способ Леблана



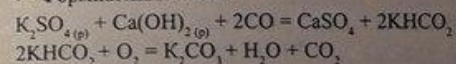
• Из криолита

**Получение  $\text{K}_2\text{CO}_3$** 

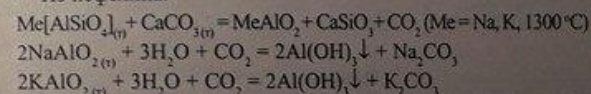
• Способ Энгела и Прехта



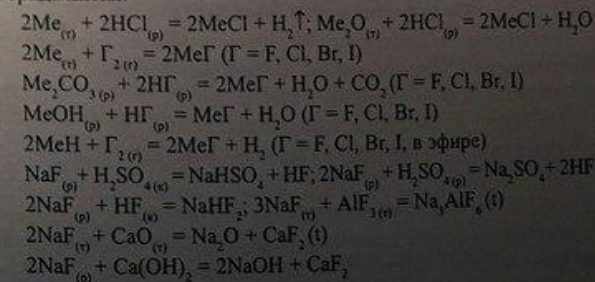
• Формиатный способ



• Из нефелина:

**Галогениды щелочных металлов**

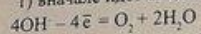
Ионные тугоплавкие соединения, растворимые в воде, кроме фторида лития.



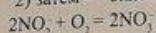


Процесс окисления на аноде при  $\text{pH} > 7$  можно представить так:

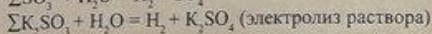
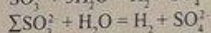
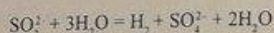
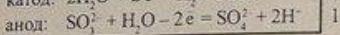
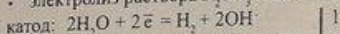
1) вначале идет анодное окисление гидроксид-ионов:



2) затем — окисление  $\text{NO}_2^-$  кислородом:



• электролиз раствора  $\text{K}_2\text{SO}_3 = 2\text{K}^+ + \text{SO}_3^{2-}$  при  $\text{pH} = 7$ :



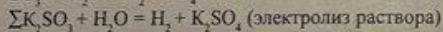
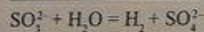
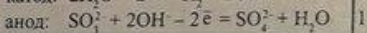
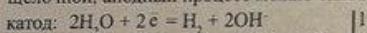
Процесс окисления на аноде при  $\text{pH} = 7$  можно представить так:

1) вначале идет анодное окисление воды:  $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$

2) затем окисление  $\text{SO}_3^{2-}$  кислородом:  $2\text{SO}_3^{2-} + \text{O}_2 = 2\text{SO}_4^{2-}$

• электролиз раствора  $\text{K}_2\text{SO}_3 = 2\text{K}^+ + \text{SO}_3^{2-}$  при  $\text{pH} > 7$ :

так как гидролиз по аниону имеет место, то среда становится щелочной, анодный процесс можно записать по другому:



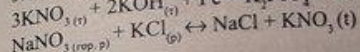
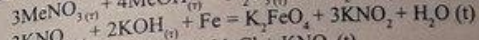
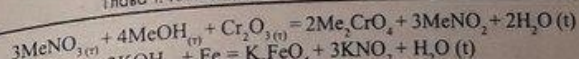
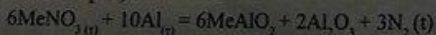
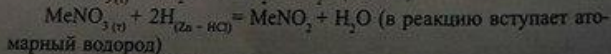
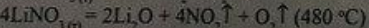
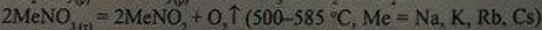
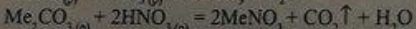
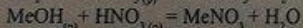
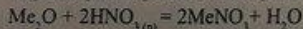
Процесс окисления на аноде при  $\text{pH} > 7$  можно представить так:

1) вначале идет анодное окисление:  $4\text{OH}^- - 4\bar{e} = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

2) затем — окисление  $\text{SO}_3^{2-}$  кислородом:  $2\text{SO}_3^{2-} + \text{O}_2 = 2\text{SO}_4^{2-}$

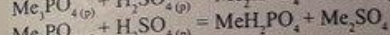
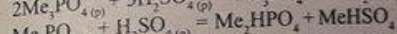
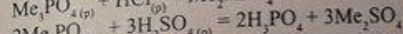
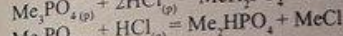
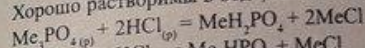
### Нитраты щелочных металлов

Хорошо растворимы в воде, разлагаются при нагревании.



### Фосфаты щелочных металлов

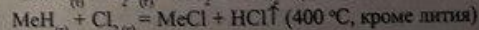
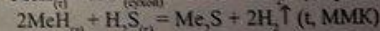
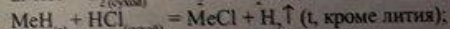
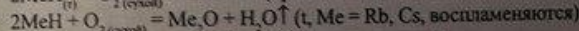
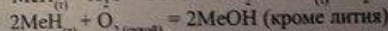
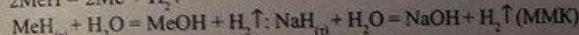
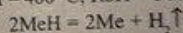
Хорошо растворимы в воде, за исключением фосфата лития.



### Основные (ионные солеобразные) гидриды Me (Me = Li, Na, K, Rb, Cs)

Белые кристаллические вещества, сильные восстановители, гидролизуются; в ряду  $\text{LiH} \rightarrow \text{NaH} \rightarrow \text{KH} \rightarrow \text{RbH} \rightarrow \text{CsH}$  восстановительная активность возрастает.

• При нагревании разлагаются ( $\text{LiH} = 850$  °C,  $\text{NaH} = 420$  °C,  $\text{KH} = 400$  °C,  $\text{RbH} = 360$  °C,  $\text{CsH} = 390$  °C)



— с LiH нет реакции в обычных условиях и в отсутствии влаги:

