

# **Щелочные металлы**

# Электронное строение

Имея на наружном слое только 1 электрон, атомы ЩЭ чрезвычайно легко отдают его, превращаясь в положительно однозарядные ионы с устойчивой оболочкой соответствующего инертного газа.

# Физические свойства

- Все щелочные металлы обладают сильным металлическим блеском, имеют серебристо-белый цвет (кроме серебристо-жёлтого цезия)
- Очень мягкие, их можно резать скальпелем.
- Литий, натрий и калий легче воды и плавают на её поверхности, реагируя с ней.
- На воздухе блестящая поверхность металла сейчас же тускнеет вследствие окисления.
- Характеризуются незначительной твердостью, высокой электропроводностью, малыми удельными весами и низкими температурами плавления и кипения

	Радиус атома	t пл.	t кип.	Ионизационные потенциалы	ОЭО
Li	1,57	186	1336	5,36	1
Na	1,92	97,7	880	5,1	0,9
K	2,36	63	760	4,32	0,8
Rb	2,53	38,5	700	4,1	0,8
Cs	2,74	28	670	3,87	0,7
Fr		27			0,7

# Особое положение лития

Литий занимает особое положение среди щелочных металлов, являясь переходным по химическим свойствам к элементам главной подгруппы II группы периодической системы элементов. Подтверждение тому — трудная растворимость карбоната, фосфата и фторида лития, а также способность к образованию двойных и типично комплексных соединений, отсутствующая у других щелочных металлов.

# Диагональное сходство Li-Mg

Наибольшее сходство из-за близости ионных радиусов наблюдается у соединений лития и магния, которые равны 0,78 и 0,74 Å соответственно, что обуславливает трудность их разделения.

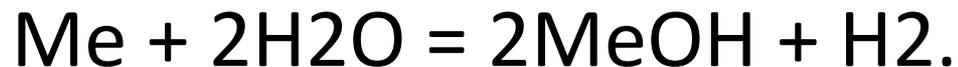
Способность к прямому синтезу нитрида  $\text{Li}_3\text{N}$  и карбида  $\text{Li}_2\text{C}_2$ , низкая растворимость соединений ( $\text{Li}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{LiF}$ ,  $\text{Li}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{LiOH}$ ) являются отражением диагонального сходства элементов  $\text{Li}$  и  $\text{Mg}$ .

# Окраска пламени щелочными металлами и их соединениями

Щелочной металл	Цвет пламени
Li	Карминно-красный
Na	Жёлтый
K	Фиолетовый
Rb	Бурокрасный
Cs	Фиолетово-красный

# Химические свойства

1. ЩЭ вытесняют водород не только из кислот, но и из воды, образуя сильные основания :



2. Энергично взаимодействуют с галогенами, особенно с хлором и фтором:

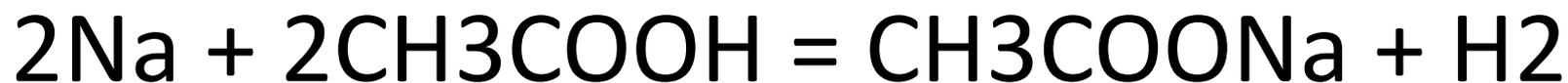
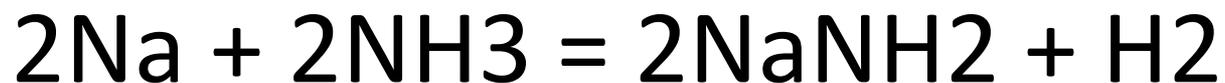


3. Rb и Cs самовоспламеняются на воздухе, Li, Na, K загораются при небольшом нагревании, образуя пероксиды состава  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{K}_2\text{O}_4$ ,  $\text{Rb}_2\text{O}_4$  и  $\text{Cs}_2\text{O}_4$  (только литий, сгорая, образует нормальный окисел) :



4. Взаимодействуют с водородом





# Получение щелочных металлов

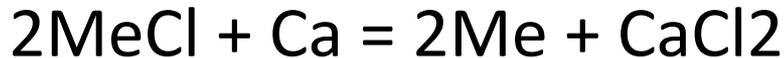
1. Электролиз расплавов их галогенидов



2. Электролиз расплавов их гидроксидов



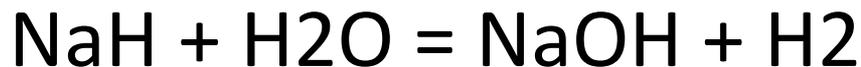
3. Щелочной металл может быть восстановлен из соответствующего хлорида или бромида при нагревании под вакуумом до 600-900 °С:



# Гидриды

Восстановительная способность ЩЭ настолько велика, что они могут восстанавливать атомы водорода.

Так, при нагревании ЩЭ в струе водорода получают твердые кристаллические вещества типа MeH



По своему химическому характеру гидриды несколько напоминают соли галогеноводородных кислот. Гидриды ЩЭ растворяются в жидком аммиаке, образуя проводящие ток растворы. При электролизе таких растворов на катоде выделяется металл, а на аноде - водород.

# Кислородные соединения

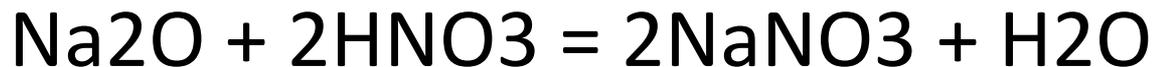
Для кислородных соединений щелочных металлов характерна следующая закономерность: по мере увеличения радиуса катиона щелочного металла возрастает устойчивость кислородных соединений, содержащих пероксид-ион  $O_2^{2-}$  и надпероксид-ион  $O_2^-$ . Для тяжёлых щелочных металлов характерно образование довольно устойчивых *озонидов* состава  $ЭO_3$

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

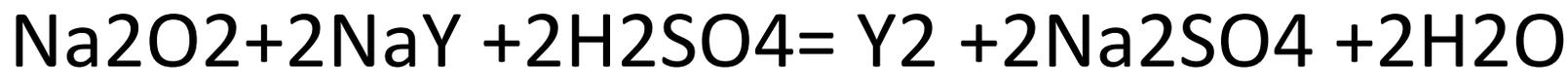
# Химические свойства оксидов

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

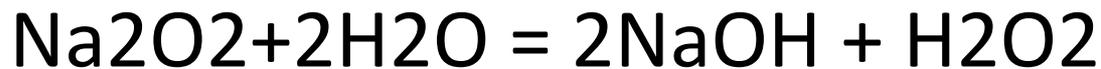


# Пероксиды

- *Пероксиды и надпероксиды проявляют свойства сильных окислителей:*



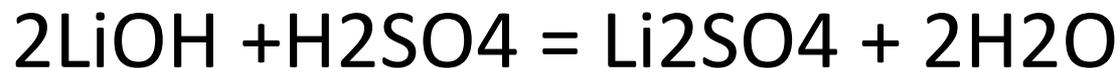
- Пероксиды и надпероксиды интенсивно взаимодействуют с водой, образуя гидроксиды:



# Гидроксиды

Гидроксиды  
щелочных металлов —  
белые гигроскопичные веществ  
а, водные растворы которых  
являются  
сильными основаниями.

Они участвуют во всех реакциях,  
характерных для оснований —  
реагируют  
с кислотами, кислотными и амфотерным  
и оксидами, амфотерными  
гидроксидами:



# Получение

В основном используют  
электролитические методы



# Карбонаты

Важным продуктом, содержащим щелочной металл, является *сода*  $Na_2CO_3$ . Основное количество соды во всём мире производят по *методу Сольве*, предложенному ещё в начале XX века.

Суть метода состоит в следующем:  
водный раствор NaCl, к которому  
добавлен аммиак,  
насыщают углекислым  
газом при температуре 26 — 30 °С. При  
этом образуется малорастворимый  
*гидрокарбонат* натрия,  
называемый *питьевой содой*:



Аммиак добавляют для нейтрализации кислотной среды, возникающей при пропускании углекислого газа в раствор, и получения гидрокарбонат-иона  $\text{HCO}_3^-$ , необходимого для осаждения гидрокарбоната натрия. После отделения пищевой соды раствор, содержащий хлорид аммония, нагревают с известью и выделяют аммиак, который возвращают в реакционную зону:



# Получение



**Большое практическое  
значение имеют натрий, калий  
и их соли**

# Натрий

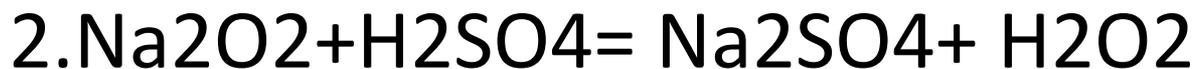
Серебристо-белый металл. Настолько мягок, что легко режется ножом.

Вследствие легкой окисляемости на воздухе натрий хранят под слоем керосина.

С кислородом натрий образует 2 соединения : окись натрия  $\text{Na}_2\text{O}$  и перекись натрия  $\text{Na}_2\text{O}_2$ .

- $\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{Na} = 2\text{Na}_2\text{O}$
- $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$
- Перекись натрия – сильный окислитель

При осторожном растворении в холодной воде перекиси натрия получается раствор, содержащий едкий натр и перекись водорода:



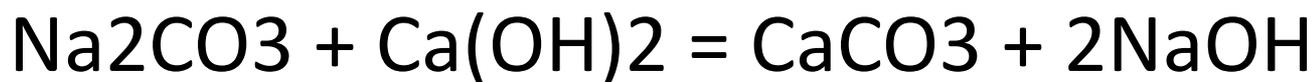
# Гидрат окиси натрия NaOH

Представляет собой твердое белое, очень гигроскопичное вещество.

Так же называется «едким натром» ввиду сильного разъедающего действия на ткани, кожу бумагу.



Получение:



# Соли натрия

Натрий образует соли со всеми известными кислотами.

Все соли натрия окрашивают пламя в жёлтый цвет.

$\text{NaCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

# Калий

По внешнему виду, а так же по физическим и химическим свойствам калий очень похож на натрий, но обладает еще большей активностью. Имеет серебристо белый цвет, плавится при низкой температуре, быстро окисляется на воздухе и реагирует с водой с выделением водорода.



- **КОН.** Гидрат окиси калия, или «едкое кали» Получается электролизом растворов хлористого калия.
- **Соли калия** очень сходны с солями натрия. Будучи внесены в пламя газовой горелки , соли калия сообщают ему характерную розово-фиолетовую окраску.

Источником получения  
калийных удобрений служат  
естественные отложения  
калийных солей

Карналлит  $KCl \cdot MgCl \cdot 6H_2O$

Сильвинит  $KCl \cdot NaCl$