

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.

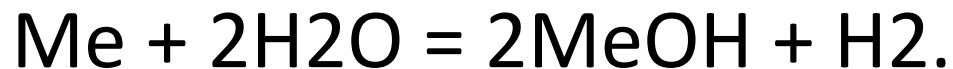
Способность к прямому синтезу нитрида Li_3N и карбида Li_2C_2 , низкая растворимость соединений (Li_2CO_3 , LiF , Li_3PO_4 , LiOH) являются отражением диагонального сходства элементов Li и Mg .

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:

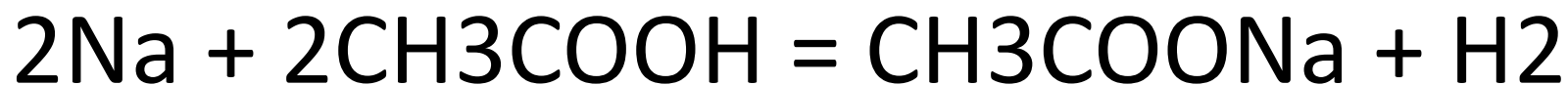
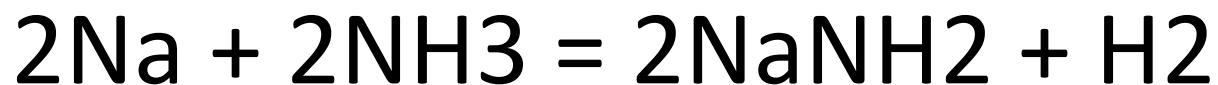
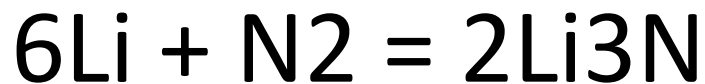


3. Rb и Cs самовоспламеняются на воздухе, Li, Na, K загораются при небольшом нагревании, образуя пероксиды состава Na_2O_2 , K_2O_4 , Rb_2O_4 и Cs_2O_4 (только литий, сгорая, образует нормальный окисел) :



4. Взаимодействуют с водородом





Получение щелочных металлов

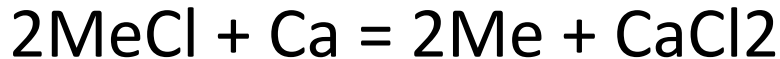
1. Электролиз расплавов их галогенидов



2. Электролиз расплавов их гидроксидов



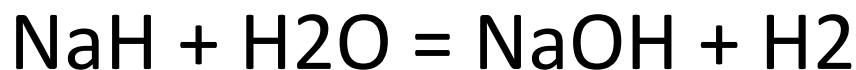
3. Щелочной металл может быть восстановлен из соответствующего хлорида или бромида при нагревании под вакуумом до 600-900 °С:



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

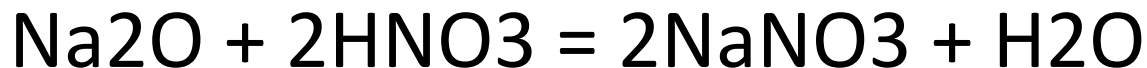
Для кислородных соединений щелочных металлов характерна следующая закономерность: по мере увеличения радиуса катиона щелочного металла возрастает устойчивость кислородных соединений, содержащих пероксид-ион O_2^{2-} и надпероксид-ион O_2^- . Для тяжёлых щелочных металлов характерно образование довольно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

Все кислородные соединения имеют различную окраску, интенсивность которой углубляется в ряду от Li до Cs:

Формула кислородного соединения	Цвет
Li_2O	Белый
Na_2O	Белый
K_2O	Желтоватый
Rb_2O	Жёлтый
Cs_2O	Оранжевый
Na_2O_2	Светло-жёлтый
KO_2	Оранжевый
RbO_2	Тёмно-коричневый
CsO_2	Жёлтый

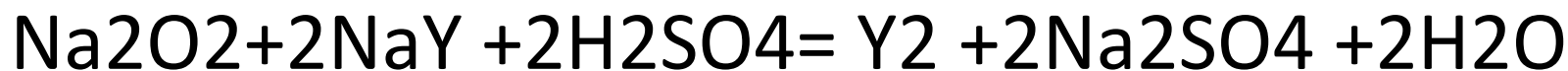
Химические свойства оксидов

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

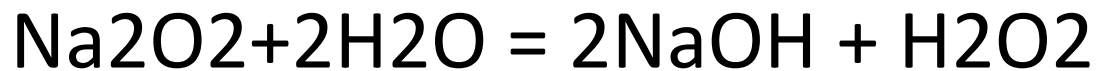


Пероксиды

- *Пероксиды и надпероксиды проявляют свойства сильных окислителей:*



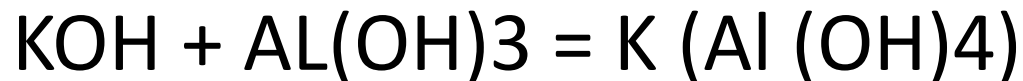
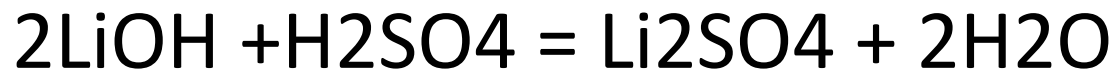
- Пероксиды и надпероксиды интенсивно взаимодействуют с водой, образуя гидроксиды:



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

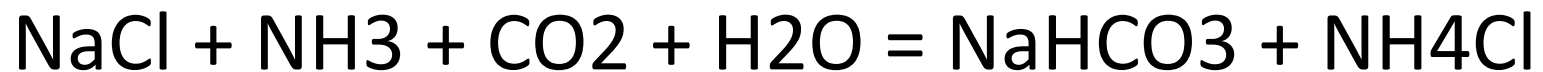
В основном используют
электролитические методы



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 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

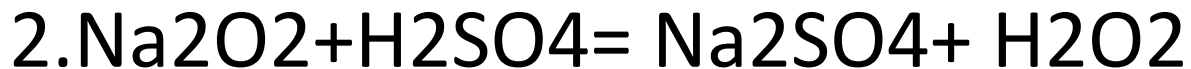
Серебристо-белый металл. Настолько мягок, что легко режется ножом.

Вследствие легкой окисляемости на воздухе натрий хранят под слоем керосина.

С кислородом натрий образует 2 соединения : окись натрия Na_2O и перекись натрия Na_2O_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:



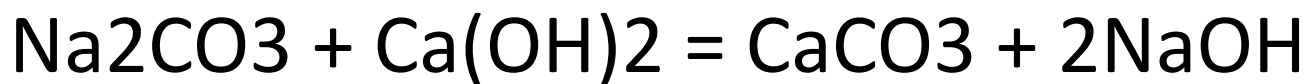
Гидрат окиси натрия NaOH

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 желтый цвет.

NaCl , Na_2S , $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, NaNO_3 ,
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, Na_2SiO_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 $\text{KCl} \cdot \text{MgCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

Сильвинит $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$