

## § 46. Щелочные металлы

Щелочными названы металлы, которые образуют щёлочи — растворимые в воде основания. К ним относятся элементы IА-группы — литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs и франций Fr.

### Общие сведения о щелочных металлах

Щелочные металлы как химические элементы объединяет одинаковое строение валентного электронного слоя атомов, электронная конфигурация которого в основном состоянии выражается формулой  $ns^1$  (табл. 32). Щелочные металлы обладают низкой электроотрицательностью. Валентный электрон слабо связан с атомом из-за малой величины взаимодействующих зарядов и большого размера атома. Это определяет высокую химическую активность щелочных металлов и её усиление по группе сверху вниз в связи с увеличением радиуса атомов и ослаблением взаимодействия валентных электронов с ядром. При отдаче валентных электронов атомы проявляют степень окисления +1 и образуют, как правило, соединения с ионным типом химической связи.

В таблице 32 суммированы сведения о строении и свойствах атомов щелочных металлов, а также сопоставлены физические свойства простых веществ. Приведённые данные показывают, что щелочные металлы имеют небольшую плотность и низкие температуры плавления. Щелочные металлы представляют собой кристаллические вещества с хорошей электро- и теплопроводностью.

В земной коре самыми распространёнными из щелочных металлов являются натрий и калий (по 2,4 %). Остальные s-элементы IА-группы относятся к редким элементам.

Таблица 32. Характеристики атомов и простых веществ щелочных металлов

Элемент	Li	Na	K	Rb	Cs
Электронная конфигурация	[He]2s <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>1</sup>	[Ar]4s <sup>1</sup>	[Kr]5s <sup>1</sup>	[Xe]6s <sup>1</sup>
Радиус, нм	0,159	0,171	0,216	0,229	0,252
Электроотрицательность	1,0	0,9	0,8	0,8	0,7
Плотность, г/см <sup>3</sup>	0,53	0,97	0,86	1,53	1,87
Температура плавления, °C	180,5	97,8	63,6	38,8	28,5

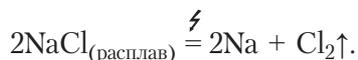
3	<b>Li</b>	3
1	литий	
2		
	1s <sup>2</sup> 2s <sup>1</sup>	
	6,941	
11	<b>Na</b>	11
1	натрий	
8		
2		
	[Ne] 3s <sup>1</sup>	
	22,989768	
19	<b>K</b>	19
1	калий	
8		
8		
2		
	[Kr] 4s <sup>1</sup>	
	39,0983	

Вследствие высокой химической активности щелочные металлы находятся не в свободном состоянии, а в виде соединений. Большая часть атомов натрия и калия входит в состав различных силикатов, в том числе и алюмосиликата — полевого шпата. В промышленных масштабах добывают *галит*, каменную соль (NaCl), *сильвин* (KCl), *сильвинит* (смесь KCl и NaCl). Республика Беларусь обладает большими запасами этих солей. К природным соединениям относятся также *селитры* —  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{KNO}_3$  и *мирабилит* —  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ .

Распознать наличие в веществе ионов щелочного металла можно по характерному окрашиванию пламени горелки при внесении в него образца вещества на железной (платиновой, нихромовой) проволоке (рис. 109, Приложение 3).

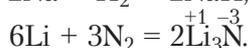
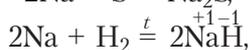
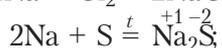
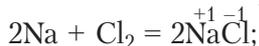
Этот эффект положен в основу спектроскопических методов качественного и количественного определения щелочных металлов.

Получают щелочные металлы электролизом расплавов их солей, например:



### Химические свойства щелочных металлов

Щелочные металлы взаимодействуют со многими простыми веществами-неметаллами. Так, с галогенами щелочные металлы реагируют без нагревания, с серой, водородом и азотом — при нагревании, за исключением лития, взаимодействующего с азотом при комнатной температуре:



Обратите внимание, что гидриды являются сильными восстановителями. Они восстанавливают водород из воды:  $\text{NaH} + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$ .

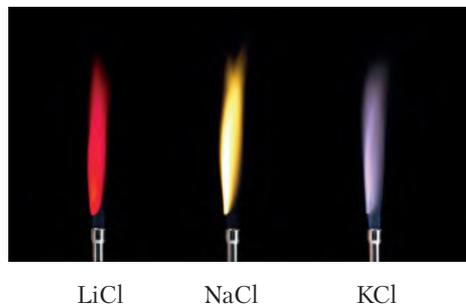
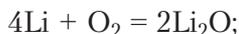


Рис. 109. Окраска пламени в присутствии соединений щелочных металлов

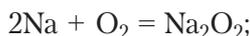
На воздухе на поверхности щелочных металлов образуется ряд соединений. Литий наименее активен. Калий может загореться самопроизвольно. Поэтому щелочные металлы хранят в хорошо закупоренных банках под слоем керосина или в запаянных ампулах.

При сгорании на воздухе щелочные металлы образуют соединения, в которых содержание кислорода увеличивается от Li к Cs:

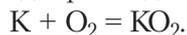
- литий образует оксид:



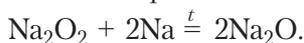
- натрий – пероксид  $\text{Na}_2\text{O}_2$ :



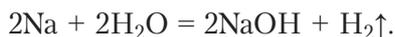
- калий, рубидий, цезий – надпероксиды  $\text{KO}_2$ ,  $\text{RbO}_2$ ,  $\text{CsO}_2$ :



Оксид натрия  $\text{Na}_2\text{O}$  можно получить лишь косвенным путём, нагревая пероксид натрия с металлическим натрием:



Щелочные металлы начинают ряд активности и способны восстанавливать водород из воды с образованием щёлочи:



Эта реакция сопровождается сильным экзотермическим эффектом, и выделяющийся водород может воспламениться. Для наиболее активных щелочных металлов такой процесс сопровождается взрывом, поэтому щелочные металлы тщательно оберегают от воды. Ещё более энергично эти металлы взаимодействуют с кислотами.



Щелочные металлы реагируют также с фенолами и спиртами:



### *Соединения щелочных металлов*

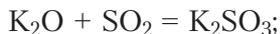
Соединения щелочных металлов, как правило, кристаллические, хорошо растворимые в воде вещества, не имеющие окраски.

**Оксиды металлов** IA-группы взаимодействуют с водой, кислотными и амфотерными оксидами, кислотами, что характерно для типичных основных оксидов.

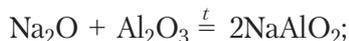
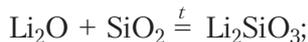
Оксиды щелочных металлов растворяются в воде с образованием гидроксидов:



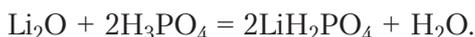
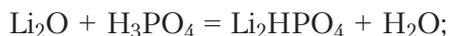
взаимодействуют с газообразными кислотными оксидами:



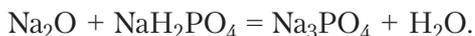
с твёрдыми кислотными оксидами при нагревании, а иногда даже при плавлении смеси компонентов:



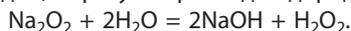
с кислотами, образуя средние или кислые соли в зависимости от основности кислоты и соотношения компонентов, например:



Оксиды щелочных металлов могут взаимодействовать с кислыми солями:



$\text{Na}_2\text{O}_2$  взаимодействует с водой, образуя пероксид водорода:



Пероксид водорода может разлагаться с образованием атомарного кислорода:  $\text{H}_2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{O}\uparrow$ . Поэтому  $\text{Na}_2\text{O}_2$  применяют для отбеливания соломы, шёлка, шерсти и других материалов. Эффект отбеливания обусловлен воздействием атомарного кислорода.

Пероксид натрия используют в противогазах, при подводных работах. Его применение в этих случаях основано на реакции взаимодействия с диоксидом углерода:  $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2\uparrow$ . Выдыхаемый лёгкими углекислый газ поглощается с одновременным выделением газообразного кислорода. Последний снова может служить для дыхания.

**Гидроксиды щелочных металлов** — кристаллические вещества, плавящиеся без разложения. Все гидроксиды сильно поглощают влагу из воздуха и могут использоваться как осушители. Они хорошо растворимы в воде и диссоциируют в ней полностью:



Типичные химические свойства щелочей вы систематизировали при изучении материала § 27, таблицы 18, рассматривая их в свете теории электролитической диссоциации. Напомним, что щёлочи вступают в реакции с кислотами, солями, кислотными и амфотерными оксидами, амфотерными гидроксидами.  $\text{NaOH}$  и  $\text{KOH}$  в промышленности получают электролизом водных растворов хлоридов:



**Соли щелочных металлов** за небольшим исключением хорошо растворимы в воде и являются сильными электролитами.

Соли щелочных металлов реагируют с кислотами, солями других металлов только в случае выделения продукта в осадок, образования малодиссоциирующего или газообразного вещества. Примеры реакций приведены ранее в таблицах 17, 19. Вам уже известно, что соли галогеноводородных кислот реагируют в растворах с галогенами (§ 30).

### *Биологическая роль и применение соединений щелочных металлов*

Ионы натрия и калия играют важную роль в жизнедеятельности организма человека и животных. В организме взрослого человека содержание натрия составляет около 150 г, а калия — около 250 г. Ионы натрия влияют на электролитный баланс клеток организма, участвуют в транспорте через мембраны клеток аминокислот, сахаров, неорганических и органических анионов, в образовании желудочного сока. Ионы калия определяют возбудимость и проводимость сердечной мышцы, участвуют в процессах передачи нервных импульсов. Литий способен регулировать активность ферментов.

Ионы калия необходимы для жизни растений. Они находятся в основном в клеточном соке, помогают синтезу белков и сахаров, накоплению углеводов, нормализуют процесс фотосинтеза, способствуют повышению механической прочности тканей, устойчивости к некоторым заболеваниям.

Соединения щелочных металлов нашли применение в разнообразных отраслях промышленности. К примеру, силикат лития необходим для изготовления прочной керамики. Сплав лития ( ${}^7\text{Li}$ ) с натрием служит эффективным теплоносителем в ядерных реакторах. Литий используют в металлургии лёгких сплавов, в производстве аккумуляторных батарей.



---

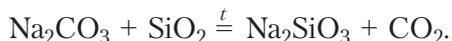
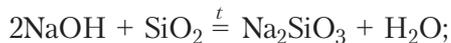
Нобелевская премия по химии за 2019 год присуждена Джону Гуденафу, Стэнли Уиттингему и Акире Йошино за разработку литий-ионных батарей. Литий-ионные батареи гораздо легче и компактнее, чем более ранние типы аккумуляторов. Они используются в мобильных телефонах, ноутбуках, кардиостимуляторах, электромобилях.

---

Из хлорида натрия получают гидроксид натрия, пероксид натрия, хлор, кальцинированную соду  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и питьевую соду  $\text{NaHCO}_3$  (пищевая добавка E500). Его также применяют в изготовлении моющих средств и медицинских препаратов.

Сульфат натрия используют в стекольной и кожевенной промышленности, производстве моющих средств и медицинских препаратов.

Силикат натрия  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  получают сплавлением  $\text{NaOH}$  или соды с кремнезёмом:



Он необходим для изготовления жаропрочного, кислото- и гидроупорного бетона, огнеупорных красок, клеев, противопожарных покрытий по дереву (антипиренов), для укрепления слабых грунтов, в производстве электродов, для очистки растительного и машинного масел.

Гидроксиды натрия и калия используются для приготовления электродов щелочных аккумуляторов, а также в производстве мыла, красок, целлюлозы.

Соли калия  $\text{KCl}$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$  — важные минеральные удобрения.

Щелочные металлы —  $s$ -элементы IА-группы с общей электронной конфигурацией валентного электронного слоя атома  $ns^1$ , за исключением водорода.

Образуют соединения с ионным типом химической связи, в которых проявляют степень окисления только +1.

Обладают самой низкой электроотрицательностью и поэтому самой высокой химической активностью. Энергично взаимодействуют с водой с выделением водорода и образованием щелочей.

Оксиды и гидроксиды обладают основными свойствами.

Соли, как правило, не окрашены и хорошо растворимы в воде.

Металлы извлекают из природных соединений методом электролиза расплава солей или гидроксидов.

### Вопросы, задания, задачи

1. Используя данные таблицы 32, охарактеризуйте физические свойства щелочных металлов. Сравните их с другими известными вам металлами. Какие закономерности в изменении их свойств наблюдаются с увеличением порядкового номера элемента?

2. Как доказать, что при взаимодействии натрия с водой образуется щёлочь?

3. Чем объясняется потребность человека в солях натрия и калия? Для чего их используют в медицине?

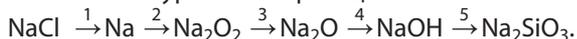
4. Составьте уравнения реакций лития, натрия, калия с кислородом, с водой.

5. Рассчитайте массу хлорида натрия, необходимую для приготовления гипертонического раствора объёмом  $1 \text{ дм}^3$  ( $\omega = 10 \%$ ,  $\rho = 1,071 \text{ г/см}^3$ ).

6. Приведите уравнения реакций взаимодействия  $\text{KOH}$  с кислотами, кислотными оксидами, растворами солей.

7. Запишите уравнения реакций получения натрия и калия электролизом расплава соответствующих солей.

8. Составьте уравнения реакций согласно схеме:



9. Определите массу щёлочи и объём хлора, которые можно получить при электролизе раствора хлорида натрия, содержащего соль массой 1 кг. Превращению подвергается 82 % соли от исходного количества.

10. Декагидрат сульфата натрия (глауберова соль)  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  в природе встречается в виде минерала мирабилита, который выпадает из морской воды в заливе-лагуне Кара-Богаз-Гол (Каспийское море) в холодное время года. Рассчитайте массу глауберовой соли, которая выпадет из 10 кг насыщенного при 30 °С раствора этой соли, если его охладить до 0 °С. Растворимость  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  при 30 °С составляет 40,8 г на 100 г воды, а при 0 °С — 5,0 г на 100 г воды.



## § 47. Металлы IIА-группы периодической системы

В группе IIА периодической системы находятся бериллий Ве, магний Mg и принадлежащие подгруппе щёлочноземельных металлов кальций Ca, барий Ba, стронций Sr, радий Ra. Своё название щёлочноземельные металлы получили потому, что в древние времена землями называли выделяемые из минералов и горных пород тугоплавкие оксиды многих металлов. При взаимодействии с водой растворимые «земли» образовывали раствор щёлочи. Именно к таким растворимым оксидам металлов IIА-группы относятся  $\text{CaO}$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{SrO}$ . Ве и Mg по многим свойствам схожи со щёлочноземельными металлами, однако их основания нерастворимы, поэтому они не входят в группу щелочей.

4	<b>Ве</b> 2 бериллий 2 $1s^2 2s^2$ 9,012182
12	<b>Mg</b> 2 магний 8 2 [Ne]3s <sup>2</sup> 24,3050
20	<b>Ca</b> 2 кальций 8 8 2 [Ar]4s <sup>2</sup> 40,078

### Общие сведения о металлах IIА-группы

В таблице 33 суммированы сведения о строении и свойствах атомов металлов IIА-группы.

По электронному строению атомов элементы IIА-группы относятся к *s*-элементам. На внешнем электронном слое их атомов имеется 2 электрона ( $ns^2$ ), во всех своих соединениях они проявляют положительную степень окисления +2. Как и щелочные, металлы IIА-группы являются сильными восстановителями. Атомные радиусы элементов IIА-группы меньше радиусов атомов соседних щелочных металлов, а их внешние электроны прочнее связаны с ядрами. Соответственно, электроотрицательность металлов IIА-группы выше, чем у металлов IА-группы, поэтому они несколько менее активны (см. табл. 32 и 33).

Как и у щелочных металлов IА-группы, с увеличением порядкового номера у элементов IIА-группы возрастает атомный радиус, уменьшается электроотрицательность, усиливаются металлические свойства и в основном уменьшается температура плавления. Так,  $T_{\text{пл.}}(\text{Ca}) = 850 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $T_{\text{пл.}}(\text{Sr}) = 777 \text{ }^\circ\text{C}$ ,