

Щелочные металлы – это элементы 1 группы главной подгруппы Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева.

Металлы	s-элементы	электронная конфигурация ← внешнего уровня: ns ¹	степень окисления +1	← увеличивается радиус, усиливаются металлические свойства, уменьшается электроотрицательность	Т пл. °С	Плотность, кг/м ³
Li					180	530 (почти в 2 раза легче воды)
Na					98	970
K					64	860
Rb					40	1530
Cs					29	1880

Способы получения натрия и калия.

Натрий: минерал - поваренная (каменная) соль NaCl	Электролиз расплава хлорида натрия с добавками хлорида кальция $2\text{NaCl (расплав)} \xrightarrow{\text{эл. ток}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2$ Электролитом обычно служит смесь NaCl с NaF и KCl (что позволяет проводить процесс при 610–650°C).
Калий: минералы сильвин KCl, сильвинит NaCl · KCl	Пропускание паров натрия через расплав хлорида калия при 800°C: $\text{KCl} + \text{Na} = \text{K}\uparrow + \text{NaCl}$
Литий:	Электролиз расплава хлорида лития проводят в смеси с KCl или BaCl ₂ (эти соли служат для понижения температуры плавления смеси). $2\text{LiCl} = 2\text{Li} + \text{Cl}_2$
Цезий	нагревание смеси хлорида цезия и специально подготовленного кальция: $\text{Ca} + 2\text{CsCl} \rightarrow 2\text{Cs} + \text{CaCl}_2$

Качественная реакция: окрашивание пламени!



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

Химические свойства натрия и калия

Реакция	литий	натрий	Калий, рубидий, цезий.
1. С кислородом (очень активно, окисляются на воздухе)	образует оксид $4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O}$	образуется пероксид! $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$	образуется надпероксид! $\text{K} + \text{O}_2 = \text{KO}_2$ (так же Rb, Cs)
2. С простыми веществами-неметаллами: галогенами, серой, фосфором, водородом (очень активно).	С галогенами: $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$ (галогениды) С серой – сульфиды: $2\text{K} + \text{S} = \text{K}_2\text{S}$ С фосфором – фосфиды: $3\text{K} + \text{P} = \text{K}_3\text{P}$ С водородом – солеобразные гидриды: $2\text{Na} + \text{H}_2 = 2\text{NaNH}$		
3. С азотом	литий при комнатной температуре образует нитрид: $6\text{Li} + \text{N}_2 = 2\text{Li}_3\text{N}$	Только при очень высокой температуре.	
4. С водой	Литий – спокойно, остальные – со взрывом: $2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH} + \text{H}_2$		
5. С кислотами	Со всеми кислотами – со взрывом! С соляной, фосфорной и разбавленной серной - с выделением H_2 : $2\text{HCl} + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2$ С азотной концентрированной: выделяется N_2O . $8\text{Na} + 10\text{HNO}_3 \text{ (конц)} \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 8\text{NaNO}_3 + 5\text{H}_2\text{O}$ С азотной разбавленной: в зависимости от разбавления либо азот, либо нитрат аммония (оч. разб). $10\text{Na} + 12\text{HNO}_3 \text{ (разб)} \rightarrow \text{N}_2 + 10\text{NaNO}_3 + 6\text{H}_2\text{O}$ С концентрированной серной: выделяется сероводород. $8\text{Na} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{S} + 4\text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$		
6. В расплаве (!) могут вытеснять из солей менее активные металлы.	$3\text{Na} + \text{AlCl}_3 \text{ (расплав)} \rightarrow 3\text{NaCl} + \text{Al}$		

Оксиды натрия и калия.

Получение. Только косвенным путём:
из пероксидов: $\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{Na} = 2\text{Na}_2\text{O}$
и надпероксидов: $3\text{K} + \text{KO}_2 = 2\text{K}_2\text{O}$.

Свойства: основные оксиды

1) Реагируют с водой- очень активно присоединяют воду, образуя ЩЕЛОЧИ	$\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH}$
2) Реагируют с кислотными и амфотерными оксидами, образуя соли	$\text{Li}_2\text{O} + \text{SO}_3 = \text{Li}_2\text{SO}_4$; $\text{Na}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 = \text{NaAlO}_2$
3) Реагируют с кислотами – образуя соли.	$\text{Li}_2\text{O} + 2\text{HCl} = 2\text{LiCl} + \text{H}_2\text{O}$.
4) Окисляются кислородом (кроме оксида лития): оксид натрия - до пероксида, калия, рубидия и цезия – до надпероксида.	$2\text{Na}_2\text{O} + \text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{O}_2$;

Элементы 2 группы главной подгруппы Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева.

Металлы	s-элементы электронная конфигурация внешнего уровня:  ns^2	степень окисления : +2 ←----- увеличивается радиус, металлические свойства, Электроотрицательность уменьшается . Бериллий – амфотерный металл, магний – средней активности, остальные – активные металлы.	Т пл. °С	Плотность, кг/м ³
Be			1287	1850
Mg			650	1740
Ca			842	1540
Sr			768	2630
Ba			727	3760

Способы получения магния и кальция.

Магний: минерал доломит $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$, магнезит MgCO_3	Магний получают электролизом расплавленного карналлита или хлорида магния с добавками хлорида натрия при 720–750°С: $\text{MgCl}_2 \text{--}(\text{эл.ток}) \rightarrow \text{Mg} + \text{Cl}_2$ или восстановлением прокаленного доломита в электропечах при 1200–1300°С: $2(\text{CaO} \cdot \text{MgO}) + \text{Si} = 2\text{Mg} + \text{Ca}_2\text{SiO}_4$.
Кальций: минералы доломит $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$, кальцит CaCO_3 , гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Кальций получают электролизом расплавленного хлорида кальция с добавками фторида кальция: $\text{CaCl}_2 \text{--}(\text{эл.ток}) \rightarrow \text{Ca} + \text{Cl}_2$
Барий: минералы: барит (BaSO_4) и виверит (BaCO_3)	Барий получают из оксида восстановлением алюминием в вакууме при 1200 °С: $4\text{BaO} + 2\text{Al} = 3\text{Ba} + \text{Ba}(\text{AlO}_2)_2$

Летучие соединения щелочноземельных металлов **окрашивают пламя в характерные цвета**: Ca – в оранжево–красный, Sr (и Ra)–в карминово–красный, Ba – в желтовато–зеленый.

Свойства простых веществ:

1) Реагируют с неметаллами: Бериллий сгорает на воздухе при температуре около 900°С, магний – при 650°С, щелочно-земельные металлы – около 500°С, в результате образуются оксиды и нитриды: Бериллий с водородом не взаимодействует, магний реагирует лишь при повышенном давлении.	Все металлы при нагревании реагируют с галогенами, серой и фосфором: $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$, $3\text{Ca} + \text{N}_2 = \text{Ca}_3\text{N}_2$. $\text{Be} + \text{Cl}_2 = \text{BeCl}_2$, $\text{Mg} + \text{S} = \text{MgS}$, $3\text{Ca} + 2\text{P} = \text{Ca}_3\text{P}_2$.
При нагревании металлы реагируют с углеродом :	$2\text{Be} + \text{C} = \text{Be}_2\text{C}$ $\text{Me} + 2\text{C} = \text{MeC}_2$ (Me – Ca, Sr, Ba)
2) Взаимодействуют с водой: (кроме бериллия); кальций, стронций и барий – при комнатной температуре, магний – при кипячении. Образуются гидроксиды.	$\text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O} \text{--}t \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$ $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$.
3) Взаимодействуют с кислотами	$\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$; $4\text{Ca} + 10\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = 4\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$
4) Восстанавливают менее активные металлы (а также кремний и бор) из их оксидов и некоторых солей:	$2\text{Mg} + \text{ZrO}_2 \text{--}(t) \rightarrow \text{Zr} + 2\text{MgO}$; $2\text{Ca} + \text{SiO}_2 \text{--}(t) \rightarrow \text{Si} + 2\text{CaO}$ $\text{Mg} + \text{CuCl}_2 \text{--}(t) \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{Cu}$
5) Особенность магния: горит в углекислом газе.	$\text{Mg} + \text{CO}_2 \text{--}(t) \rightarrow \text{MgO} + \text{C}$ (сажа)

Оксиды и гидроксиды магния и кальция.

Получение:

Оксиды	Гидроксиды
<p>А) из простых веществ: $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$; $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$;</p> <p>Б) при термическом разложении гидроксида и солей некоторых кислородсодержащих кислот: $2\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{CaO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ $\text{MgCO}_3 \xrightarrow{t} \text{MgO} + \text{CO}_2$. $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2$</p>	<p>Ca(OH)₂ 1) растворение кальция и оксида кальция в воде: $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ 2) при взаимодействии солей кальция со щелочами: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{NaNO}_3$.</p> <p>Mg(OH)₂ 1) растворение магния и оксида магния в воде (при кипячении): $\text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$ $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{Mg}(\text{OH})_2$ 2) взаимодействие солей магния со щелочами: $\text{MgSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$.</p>

Свойства оксидов и гидроксидов магния и кальция

Оксид магния – основной оксид	
<ul style="list-style-type: none"> • реагирует с водой: • поглощает углекислый газ: • растворяется в кислотах: 	$\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{Mg}(\text{OH})_2$; $\text{MgO} + \text{CO}_2 = \text{MgCO}_3$; $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
Гидроксид магния Mg(OH)₂ – основание средней силы	
<ul style="list-style-type: none"> • В воде растворяется незначительно. • При нагревании разлагается. • Реагирует с кислотами, с оксидами неметаллов, участвует в реакциях обмена: 	$\text{Mg}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{MgO} + \text{H}_2\text{O}$. $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{CO}_2 = \text{MgCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$; $3\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{FeCl}_3 = 2\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{MgCl}_2$; $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{NH}_4\text{Cl} = \text{MgCl}_2 + 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
Оксид кальция – основной оксид (негашеная известь)	
<ul style="list-style-type: none"> • энергично реагирует с водой, выделяя большое количество тепла: • реагирует с оксидами неметаллов: • растворяется в кислотах: 	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ $\text{CaO} + \text{SO}_2 = \text{CaSO}_3$; $\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Гидроксид кальция – сильное основание (гашеная известь)	
<ul style="list-style-type: none"> • При нагревании до 580°C разлагается: • В воде мало растворим, является сильным основанием. • Реагирует с кислотами; • с оксидами неметаллов; • участвует в реакциях обмена. 	$\text{Ca}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{CO}_2 = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$; $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$; $3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{FeCl}_3 = 2\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{CaCl}_2$;

Свойства солей кальция. Известняк.

<p>1) Разлагается при температуре 1200°C на углекислый газ и известь (оксид кальция). $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{1200^\circ} \text{CaO} + \text{CO}_2$</p> <p>2) Превращается в растворимый в воде гидрокарбонат при действии углекислого газа и воды: $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$</p> <p>3) Углекислый газ из известняка вытесняется более сильными кислотами или нелетучими кислотными оксидами, оксидами амфотерных металлов при сплавлении: $\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2$ $\text{CaCO}_3 + \text{Al}_2\text{O}_3 (\text{спл}) \xrightarrow{t} \text{Ca}(\text{AlO}_2)_2 + \text{CO}_2$</p>

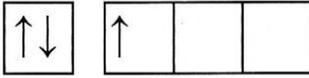
Жесткость воды и способы её устранения.

Временная	Постоянная
Вызывается наличием катионов кальция и магния и гидрокарбонат-анионов. $Mg(HCO_3)_2$, $Ca(HCO_3)_2$.	Вызывается наличием катионов кальция и магния и сульфат и хлорид-ионов. $MgCl_2$, $CaCl_2$, $CaSO_4$, $MgSO_4$
Для удаления используют кипячение, добавление извести: $Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{t} CaCO_3 + CO_2 + H_2O$ $Ca(OH)_2 + Ca(HCO_3)_2 \rightarrow 2CaCO_3 + 2H_2O$	Для удаления используют ионный обмен, добавление соды: $CaCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 + 2NaCl$

Особенности химии бериллия

Металл Be – амфотерный. Реагирует с кислотами и концентрированными щелочами, выделяя водород.	$Be + 2HCl = BeCl_2 + H_2$; $Be + 2NaOH(конц) + 2H_2O \xrightarrow{t} Na_2[Be(OH)_4] + H_2$ тетрагидроксобериллат натрия
Оксид BeO – амфотерный. Реагирует с кислотами и щелочами.	$BeO + 2HCl = BeCl_2 + H_2O$; $BeO + 2NaOH + H_2O = Na_2[Be(OH)_4]$ (в растворе); $BeO + 2NaOH \xrightarrow{t} Na_2BeO_2 + H_2O$ (в расплаве); бериллат натрия
Гидроксид Be(OH)₂ – амфотерный. Реагирует с кислотами и щелочами.	$Be(OH)_2 + 2HCl = BeCl_2 + 2H_2O$; $Be(OH)_2 + 2NaOH = Na_2[Be(OH)_4]$ $Be(OH)_2 + 2NaOH \xrightarrow{t} Na_2BeO_2 + H_2O$ (в расплаве).
Соли бериллия – гидролизуются по катиону.	$BeCl_2 + H_2O \rightleftharpoons BeOHCl + HCl$.

АЛЮМИНИЙ.

р-элемент, амфотерный металл. Степень окисления: +3	Электронная конфигурация внешнего слоя $3s^23p^1$ 	
По распространенности занимает третье место, после O и Si, содержание в земной коре 8,3 мас. %.	Природное соединение: корунд Al_2O_3	Физические свойства: t пл. $660^\circ C$, t кип $1450^\circ C$, плотность $2,7 \text{ г/см}^3$.

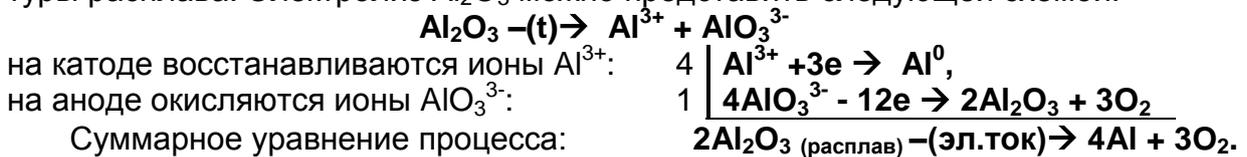
Химические свойства алюминия

На воздухе поверхность металла покрыта **прочной пленкой оксида**, защищающей металл от окисления.

1) Взаимодействие с неметаллами – кислородом, серой, галогенами, азотом и фосфором. С водородом не взаимодействует.	$4Al + 3O_2 \xrightarrow{t} 2Al_2O_3$ $2Al + 3S \xrightarrow{t} Al_2S_3$ $4Al + 3C \xrightarrow{t} Al_4C_3$ $Al + N_2 \xrightarrow{(1000^\circ)} AlN$ $2Al + 3Cl_2 \xrightarrow{t} 2AlCl_3$
2) Взаимодействие с водой: в обычных условиях алюминий с водой не реагирует из-за оксидной пленки. Очищенный от оксидной пленки алюминий (например, амальгамированный) энергично взаимодействует с водой.	$Al + H_2O \rightarrow$ не реагирует (оксидная пленка) $2Al(\text{амальгама}) + 6H_2O = 2Al(OH)_3 + 3H_2$
3) Взаимодействие с кислотами: с концентрированными серной и азотной кислотами не реагирует, происходит пассивация, образование плотной оксидной плёнки.	$2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2$ $2Al + 3H_2SO_4(\text{разб}) = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2$ $10Al + 36HNO_3(\text{разб}) = 10Al(NO_3)_3 + 3N_2 + 18H_2O$ $2Al + 6H_2SO_4(\text{конц}) \xrightarrow{t} Al_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O$
4) Взаимодействие со щелочами: алюминий – амфотерный металл, он легко реагирует со щелочами	$2Al + 2NaOH + 6H_2O = 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2$ $2Al + KOH \xrightarrow{t} 2K_3AlO_3 + 3H_2$
5) Восстанавливает менее активные металлы из оксидов.	$2Al + Cr_2O_3 \xrightarrow{t} 2Cr + Al_2O_3$

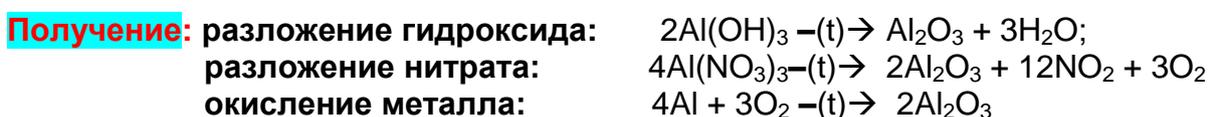
Получение алюминия

Металлический алюминий получают **электролизом расплава Al_2O_3 в расплавленном криолите Na_3AlF_6 при $960-970^\circ C$** . Криолит добавляется для понижения температуры расплава. Электролиз Al_2O_3 можно представить следующей схемой:



Так как при электролизе расплава оксида алюминия используются **графитовые электроды**, они окисляются и вместо кислорода выделяются **оксиды углерода – CO и CO_2** !

Оксид алюминия Al_2O_3 – амфотерный оксид, химически малоактивен, благодаря своей прочной кристаллической решетке.



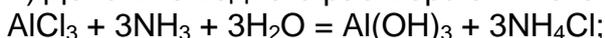
Свойства:

Реагирует с кислотами и кислотными оксидами сильных кислот	$Al_2O_3 + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2O$; $Al_2O_3 + 3SO_3 = Al_2(SO_4)_3$ (основные свойства)
Взаимодействует со щелочами и карбонатами щелочных металлов при сплавлении с образованием алюминатов:	(кислотные свойства) $Al_2O_3 + 2KOH \xrightarrow{t} 2KAlO_2 + H_2O$; $Al_2O_3 + Na_2CO_3 \xrightarrow{t} 2NaAlO_2 + CO_2$.
Растворяется в водном растворе щелочи.	$Al_2O_3 + 2NaOH + 3H_2O = 2 Na[Al(OH)_4]$.

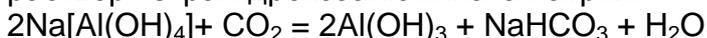
Гидроксид алюминия.

Получение:

1) Действие водного раствора аммиака на растворы солей алюминия:



2) Пропускание углекислого газа, сернистого газа или сероводорода через щелочной раствор тетрагидроксоалюмината натрия:



3) Взаимодействие солей с недостатком щелочи:

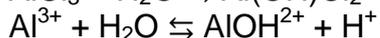


Свойства: Типичное амфотерное соединение, свежеполученный гидроксид растворяется в кислотах и щелочах

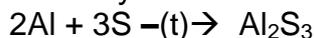
Реагирует с кислотами, образуя соли.	$2Al(OH)_3 + 6HCl = 2AlCl_3 + 6H_2O$
Реагирует со щелочами – в растворе и в расплаве.	$Al(OH)_3 + NaOH + 2H_2O = Na[Al(OH)_4]$. $Al(OH)_3 + NaOH \xrightarrow{(t)} NaAlO_2 + 2H_2O$
Разлагается при нагревании.	$2Al(OH)_3 \xrightarrow{(t)} Al_2O_3 + 3H_2O$

Соли алюминия.

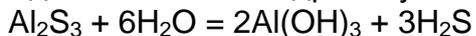
1) Растворимые соли алюминия в водном растворе подвергаются гидролизу по катиону:



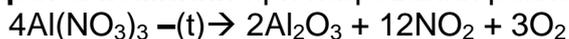
2) Сульфид: можно получить только из простых веществ:



Водой полностью гидролизуется:



3) Нитрат алюминия при нагревании разлагается:



4) Взаимный гидролиз солей алюминия с карбонатами, сульфидами и сульфитами:

