

Легкие конструкционные металлы II-A группа, металлы III-A – алюминий

S-металлы составляют IA- и IIA-подгруппы Периодической системы элементов Д.И. Менделеева. Шесть металлов (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) называют щелочными, так как их гидроксиды хорошо растворимы в воде и полностью диссоциируют на ионы. Подгруппу IIA образуют элементы: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra. Ввиду большого сходства Ca, Sr и Ba со щелочными металлами IA-подгруппы их часто называют щелочно-земельными металлами. Франций, завершающий IA-группу, и радий, завершающий IIA-группу, являются радиоактивными.

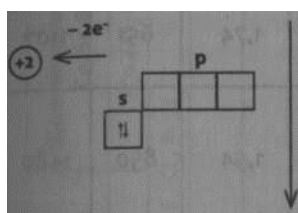
На предпоследнем уровне у атомов Li и Be два электрона, а у остальных элементов – восемь, что является причиной заметного отличия свойств лития от остальных щелочных металлов, а бериллия – от магния и щелочно-земельных металлов. Атомы s-металлов – сильные восстановители. В пределах подгруппы от Li к Fr и от Be к Ra происходит увеличение радиусов атомов, уменьшение энергии ионизации и, следовательно, повышение их восстановительной активности.

Сравнивая значения потенциалов ионизации, радиусов атомов s-металлов можно сделать следующие выводы:

- высокая восстановительная активность этих металлов проявляется при низких значениях их потенциалов (энергий) ионизации и электроотрицательностей (ЭО);
- в пределах подгруппы сверху вниз (от Li к Cs и от Be к Ba) происходит увеличение радиусов атомов, уменьшение энергии ионизации, и, следовательно, повышение их восстановительной активности. Поэтому щелочные металлы являются очень сильными восстановителями, легко отдавая электрон при химическом взаимодействии;
- атомы Be, Mg и щелочноземельных металлов имеют меньшие атомные радиусы, значительно большие энергии ионизации по сравнению с атомами щелочных металлов, и в итоге менее выраженные металлические свойства. Восстановительные свойства металлов IIA группы хотя и велики, но все же менее выражены, чем у элементов I группы.

Степень окисления щелочных металлов во всех соединениях +1, а бериллия, магния и щелочноземельных +2.

Характеристика химических элементов



Be	не взаимодействует с водой
Mg	слабо взаимодействует с горячей водой
Ca	щелочноземельные металлы реагируют с водой как металлы, так и их оксиды («земли»)
Sr	
Ba	
Ra	

возрастает радиус атома, усиливаются металлические свойства, возрастают восстановительные свойства

В природе: в земной коре содержится 2,35 % магния по массе, кальция - 3,6 %.

Встречаются только в виде соединений - силикатов, алюмосиликатов. Минералы: MgCO_3 - магнезит, $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ - доломит, $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ - бишофит, CaCO_3 - мел, мрамор, известняк, $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ - гипс, CaF_2 - флюорит, $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ - фторапатит.

Характеристика простых веществ

Символ	Тип химической связи	Вид кристаллической решетки	Физические свойства			
			цвет	Плотность г/см ³	T _{пл.} , °C	T _{кип.} , °C
Be	Металлическая	Гексагональная	Серебристо-серый	1,85	1285	2970
Mg	Металлическая	Гексагональная	Серебристо-белый	1,74	651	1107
Ca	Металлическая	Гранецентрированная кубическая	Серебристо-белый	1,54	850	1480
Sr	Металлическая	Гранецентрированная кубическая	Серебристо-белый	2,63	770	1380
Ba	Металлическая	Объемно-центрированная кубическая	Серебристо-белый	3,76	710	1640
Ra	Металлическая	Объемно-центрированная кубическая	Серебристо-белый	6	960	1536

Радий – единственный элемент этой подгруппы, для которого неизвестно ни одного устойчивого изотопа. Все 14 изотопов радиоактивны и среди них наиболее устойчив ^{226}Ra .

Атомы элементов на внешнем электронном уровне имеют по 2 электрона с противоположными спинами. В возбужденном состоянии один из двух внешних электронов занимает р-орбиталь, за счет чего атомы могут быть двухвалентными.

	Бериллий (амфотерен)	Магний	Щелочноземельные Me Ca, Sr, Ba, Ra
С простыми	$2\text{Be} + \text{O}_2 = 2\text{BeO}$	$2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$	$2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$
	$\text{M} + \text{Hal}_2$ (галогениды), Hal_2 – это галогены $\text{F}_2, \text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2$		
	$\text{M} + \text{S} = \text{MS}$ (сульфиды)		
	$\text{M} + \text{N}_2 = \text{M}_3\text{N}_2$ (нитриды)		
	$\text{Be} + \text{H}_2 = \text{нет реакции}$	$\text{M} + \text{H}_2 = \text{MH}_2$ (гидриды)	
Со сложными	$\text{Be} + \text{H}_2\text{O} = \text{BeO} + \text{H}_2$	Магний с горячей водой: $\text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Mg(OH)}_2 + \text{H}_2$	$\text{M} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{M(OH)}_2 + \text{H}_2$
	$\text{Be} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Be(OH)}_4] + \text{H}_2$	–	–
	$\text{Be} + \text{HNO}_3 = \text{нет реакции}$	$\text{Mg} + 4\text{HNO}_3(\text{K}) = \text{Mg(NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}_2$ $3\text{Mg} + 8\text{HNO}_3(\text{P}) = 3\text{Mg(NO}_3)_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}$	$4\text{M} + 10\text{HNO}_3(\text{K}) = 4\text{M(NO}_3)_2 + 5\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}$ $4\text{M} + 10\text{HNO}_3(\text{P}) = 4\text{M(NO}_3)_2 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{NO}_3$
	С растворами кислот: $\text{M} + 2\text{HCl} = \text{MCl}_2 + \text{H}_2$ $\text{M} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MSO}_4 + \text{H}_2$		
	$\text{M} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{K}) = \text{MSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$	$4\text{M} + 5\text{H}_2\text{SO}_4(\text{K}) = 4\text{MSO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{S}$	

Радиусы атомов их меньше, чем у атомов щелочных металлов, поэтому потенциал ионизации больше. От Be(Mg) к Ra увеличивается радиус атома и иона, в соответствии с этим усиливаются металлические свойства. Причем они менее выражены, чем у щелочных металлов.

Температура плавления и кипения бериллия, а также твердость значительно превосходит остальные элементы подгруппы, это связано с тем, что бериллий образует наиболее прочную кристаллическую решетку. Стандартный электродный потенциал уменьшается сверху вниз, соответственно. Восстановительная активность увеличивается от Be к Ra, но они менее активные восстановители, чем щелочные металлы.

Незакономерное изменение физических свойств: плотности, температуры плавления, температуры кипения обусловлены существенными различиями в строении пространственных кристаллических решеток.

В свободном состоянии это легкие металлы, тверже щелочных, самый мягкий барий, имеют серебристо-белый цвет. Для элементов II-A группы характерна степень окисления +2, соединения со степенью окисления +1 – неустойчивы.

Все окисляются на воздухе и бериллий, и магний покрываются плотной пленкой оксидов, защищающей их от воздействий. Но остальные металлы взаимодействуют с кислородом воздуха более энергично, поэтому хранят также как и щелочные.

При нагревании все металлы сгорают на воздухе с образованием оксидов. При высоких температурах взаимодействуют с азотом, образуя нитриды. Взаимодействуют с водой, вытесняя водород, все кроме бериллия, магний реагирует медленно и только при высоких температурах, а остальные бурно, т.к. в ряду стандартных электродных потенциалов находятся левее водорода.

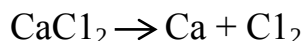
Применение металлов ПА группы

Бериллий	Магний	Щелочноземельные Me Ca, Sr, Ba, Ra
1. Изготовление теплозащитных конструкций для космических кораблей (жаропрочность, теплоемкость бериллия). 2. Бериллиевые бронзы (легкость, твердость, жаростойкость, антикоррозионность сплавов, прочность на разрыв выше стали). 3. В атомных реакторах, рентгентехнике, радиоэлектронике. 4. Сплав Be, Ni, W - в Швейцарии делают пружины для часов. Но Be - хрупок, ядовит и очень дорогой.	1. Получение металлов - магнийтермия (титан, уран, цирконий и др.). 2. Для получения сверхлегких сплавов (самолетостроение, производство автомобилей). 3. В оргсинтезе. 4. Для изготовления осветительных и зажигательных ракет.	1. Изготовление свинцово-кадмиевых сплавов, необходимых при производстве подшипников. 2. Стронций - восстановитель в производстве урана. 3. Используют в качестве геттеров, веществ для создания вакуума в электроприборах.

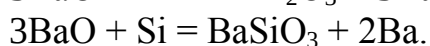
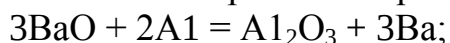
Получение металлов ПА группы

Так как металлы ПА подгруппы - сильные восстановители, получение возможно только путем электролиза расплавов солей. В случае с Ca обычно используют CaCl_2 (с добавкой CaF_2 для снижения $t_{\text{пл}}$).

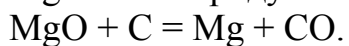
Электролиз



Также их получают в вакууме из оксидов восстановлением углеродом, алюминием или кремнием при высокой температуре:



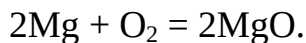
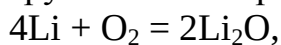
При производстве магния термическими методами ведут восстановление MgO в электродуговых печах:



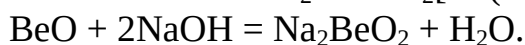
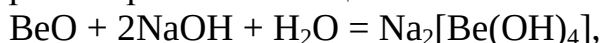
Реакция идет только при температуре выше 2000°C .

Оксиды – твёрдые, термически устойчивые вещества, с ионной кри-

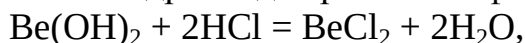
сталлической решёткой, с очень высокими и сравнительно близкими по величине температурам плавления. Для Be, Mg и щелочно-земельных элементов они составляют 2825 °С для MgO и 2650 °С для SrO. Все оксиды IА-группы получают косвенным путём (кроме Li₂O), оксиды металлов IIА-группы – непосредственно при взаимодействии металлов с кислородом



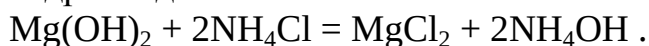
Оксиды практически не проявляют окислительных свойств и не восстанавливаются водородом ($\Delta G > 0$). Все оксиды за исключением BeO и MgO энергично взаимодействуют с водой, а также с кислотами. Оксид бериллия проявляет амфотерные свойства и взаимодействует при нагревании с растворами и расплавами щелочей



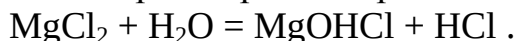
Гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов – сильные основания, кроме Mg(OH)₂ и Be(OH)₂, т. е. основные свойства усиливаются от LiOH к FrOH и от Be(OH)₂ к Ba(OH)₂. Все гидроксиды – твердые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде, за исключением LiOH, Be(OH)₂ и Mg(OH)₂. Они взаимодействуют с кислотами. Гидроксид бериллия амфотерен.



Следует отметить, что гидроксид магния растворяется в воде в присутствии солей аммония, вследствие образования более слабого основания – гидроксида аммония:



Соли щелочных металлов хорошо растворимы в воде, а многие соли металлов IIА-подгруппы малорастворимы в воде. Соли бериллия и магния в водном растворе подвергаются гидролизу.



Природная вода, содержащая ионы Ca²⁺ и Mg²⁺, называется жесткой. Жесткая вода при кипячении образует накипь, в ней моющие средства не дают пены.

Карбонатная (временная) жесткость обусловлена присутствием в воде гидрокарбонатов кальция и магния, некарбонатная (постоянная) жесткость – хлоридов и сульфатов. Общая жесткость воды рассматривается как сумма карбонатной и некарбонатной.

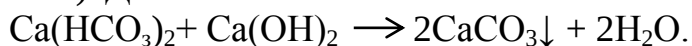
Удаление жесткости воды осуществляется путем осаждения из раствора ионов Ca²⁺ и Mg²⁺.

1) Кипячением:

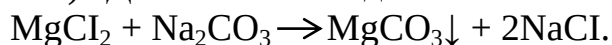
t



2) Добавлением известкового молока:

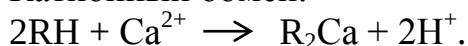


3) Добавлением соды:



4) Пропусканием через ионнообменную смолу.

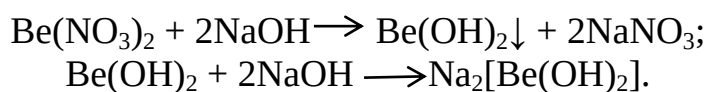
Катионный обмен:



Для удаления временной жесткости используют все четыре способа, а для постоянной - только два последних.

Распознавание соединений металлов ПА группы (качественные реакции)

Растворимые соли *бериллия* взаимодействуют со щелочами с выпадением осадка, в избытке щелочи осадок растворяется с образованием комплексного соединения:



Наличие иона *магния* можно определить с помощью гидроксид-иона или карбонат-иона.

Наличие иона кальция можно определить с помощью карбонат- иона или по изменению окраски пламени на темно-оранжевую.

Наличие иона *стронция* можно определить по изменению окраски пламени на красно-малиновую.

Наличие иона *бария* можно определить с помощью сульфат- иона ($\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$ (белый осадок)) или по изменению окраски пламени на зеленую.

Применение солей металлов ПА группы

Многие соединения щелочноземельных металлов находят широкое применение.

Сульфат кальция CaSO_4 встречается в природе в больших количествах в виде минерала гипса $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Гипс применяется для изготовления отливочных форм и слепков с различных предметов, вяжущего материала для штукатурки стен и потолков, в хирургии гипсовые повязки используют при переломах костей.

Карбонат кальция CaCO_3 в виде минералов мрамора и известняка широко используется как отделочный и строительный материал. Большие количества CaCO_3 (мел, известняк) расходуют на получение оксида кальция (негашеной, или жженой, извести). При взаимодействии CaO с H_2O образуется гашеная известь.

Применяют CaCO_3 также для получения цемента, стекла.

Фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO})_4$ используют для получения фосфора и фосфорных удобрений.

Карбид кальция CaC_2 - для получения ацетилена.

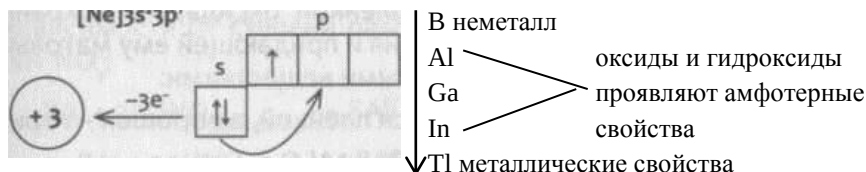
Белильную, или хлорную, известь $\text{CaCl}_2 \cdot \text{Ca}(\text{ClO})_2$ - как дезинфицирующее и отбеливающее средство.

Хлорид кальция CaCl_2 используют в лабораториях для сушки газов и жидкостей, приготовления охлаждающих смесей.

Алюминий

Характеристика химического элемента

Алюминий Al - химический элемент IIIA группы периодической системы Менделеева; атомный номер - 13, атомная масса - 26,98. Состоит из одного стабильного изотопа ^{27}Al . Во всех своих устойчивых соединениях алюминий *трехвалентен*.



Алюминий - типичный амфотерный элемент. Для него характерны не только анионные, но и катионные комплексы. Так, в кислой среде существует катионный аквакомплекс $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, а в щелочной - анионный гидрокомплекс $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$.

Нахождение в природе

По распространенности в природе алюминий занимает 3-е место после кислорода и кремния и 1-е - среди металлов. В *свободном виде не встречается*.

$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ - глина (каолинит)

$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ - боксит

Al_2O_3 - корунд

$\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$ - криолит

$\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$ - нефелин

Характеристика простого вещества

Физические свойства

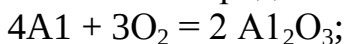
Алюминий - серебристо-белый, довольно твердый металл с плотностью $2,7 \text{ г/см}^3$ ($t_{\text{пл.}}$ - 660°C , $t_{\text{кип.}}$ - 2500°C). Характеризуется высокой теплопроводностью, электропроводностью и пластичностью.

Химические свойства алюминия

Алюминий является химически активным веществом. На воздухе покрывается тончайшей пленкой оксида, предохраняющей металл от дальнейшего окисления и придающей ему матовый вид.

- Взаимодействие с простыми веществами:

- с кислородом - покрывается пленкой, а порошок - горит.



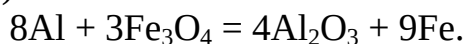
- с другими неметаллами:





С йодом взаимодействует при нагревании или добавлении воды в качестве катализатора. При очень высоких температурах алюминий непосредственно соединяется также с азотом и углеродом. С водородом он не взаимодействует.

- Алюмотермия. Восстановление металлов из оксидов (Fe, Cr, V, Mn, Ti, W):

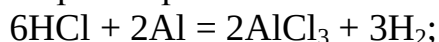


- Со сложными веществами:

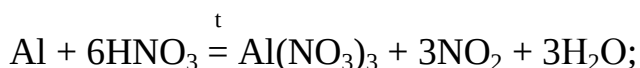
- с водой (после удаления оксидной пленки):



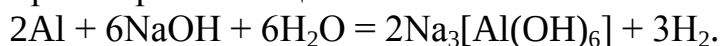
- с растворами кислот:



- концентрированные HNO_3 и H_2SO_4 деактивируют Al: на холоде Al с ними не реагирует.



- растворяется в щелочах:



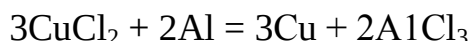
- Взаимодействие с разбавленной азотной кислотой.

В зависимости от степени разбавления могут образовываться N_2O и NH_4NO_3 :



- Взаимодействие с солями.

Металлический алюминий легко вступает в реакции с растворами солей менее активных металлов:

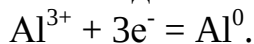


Алюминий реагирует со спиртами, подобно натрию. При этом происходит замещение гидроксильного водорода на металл и выделение свободного водорода H_2 .

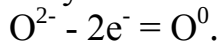
Получение алюминия

Электролиз Al_2O_3 при 950°C в расплаве криолита $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$.

На катоде:



На угольном аноде (расходуется в процессе электролиза):



Применение алюминия

Физическое свойство	Применение
пластичность	вытягивается в проволоку- в пищевой промышленности
электропроводность	машиностроение
теплопроводность	в промышленности - алюминиевые проволоки
легкость	авиастроение
устойчивость к коррозии	в химической промышленности - получение, хранение кислот

Алюминий, кроме того, применяется как легирующая добавка ко многим сплавам для придания им жаростойкости.

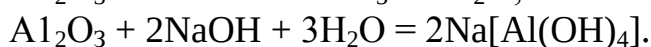
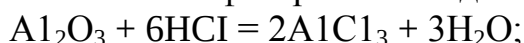
Характеристика соединений алюминия

Оксид Al_2O_3 - очень твердый (корунд, рубин), тугоплавкий - 2050°C . Не растворяется в воде.

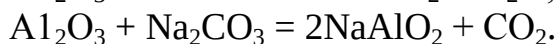
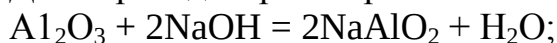
Получение:



Свойства: амфотерный оксид



Для перевода в растворимое состояние используют сплавление:



Метаалюминат

Применение оксида алюминия

Природный корунд вследствие своей чрезвычайной твердости применяется для изготовления шлифовальных кругов, брусков и т.д.

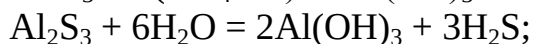
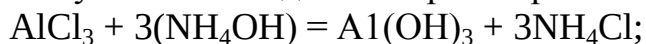
Прозрачные окрашенные кристаллы корунда - красный рубин (примесь хрома) и синий сапфир (примесь титана и железа) - драгоценные камни.

Их получают также искусственно и используют для технических целей, например, для изготовления деталей точных приборов, камней в часах и т.п.

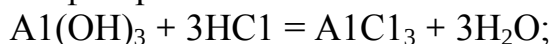
Гидроксид алюминия

$\text{Al}(\text{OH})_3$ представляет собой студенистый осадок белого цвета, практически нерастворимый в воде.

Получение: осаждение из растворов солей.



Амфотерные свойства:



В избытке NH_4OH гидроксид алюминия нерастворим. Аллюминаты слабых оснований могут быть получены только сплавлением Al_2O_3 с оксидами соответствующих металлов. Образуются метааллюминаты, по своему составу производящиеся от метааллюминиевой кислоты HAlO_2 .

Одна из форм дегидратированного гидроксида - алюмогель - используется в технике в качестве адсорбента.

При взаимодействии оксида (гидроксида) алюминия с кислотами образуются соли катионного типа (например, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$), а при взаимодействии с веществами, проявляющими основные свойства, - соли алюминия анионного типа (например, NaAlO_2).

Физические свойства солей алюминия

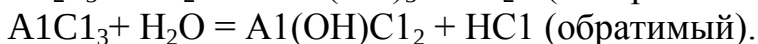
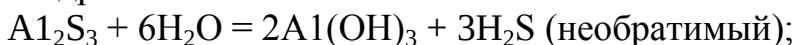
Твердые, кристаллические, обычно неокрашенные.

Соли большинства сильных кислот хорошо растворимы в воде, но довольно значительно гидролизуются, поэтому растворы их показывают кислую реакцию.

Химические свойства солей алюминия

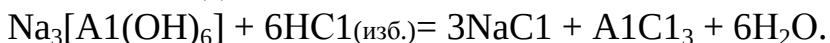
Соли алюминия обладают общими с другими солями свойствами.

Гидролиз:

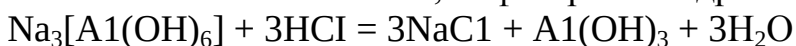


Химические свойства комплексных солей:

- 1) При действии избытка сильной кислоты получаются две средние соли и вода:



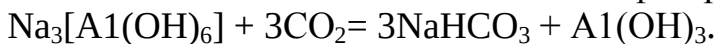
- 2) При действии сильной кислоты (в недостатке) получаются средняя соль активного металла, амфотерный гидроксид и вода:



- 3) При действии слабой кислоты получаются кислая соль активного металла, амфотерный гидроксид и вода:



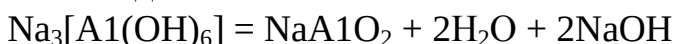
- 4) При действии избытка углекислого или сернистого газа получаются кислая соль активного металла и амфотерный гидроксид:



- 5) При действии солей, образованных сильными кислотами и катионами Fe^{3+} , Al^{3+} и Cr^{3+} , происходит взаимное усиление гидролиза, получаются два амфотерных гидроксида и соль активного металла:



- 6) При нагревании гидроксокомплексов щелочных металлов выделяется вода:

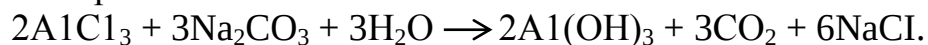


Получение солей алюминия

Соли алюминия образуются при взаимодействии металла, оксида или гидроксида с кислотами или основаниями, при вытеснении сильной кислотой

из соли слабой кислоты, при обмене между подходящими солями, а также прочими методами, характерными для солей/

Вследствие гидролиза не удастся получить растворимые соли алюминия и слабых кислот (сульфид, карбонат, цианид и некоторые другие) из водных растворов.



Поэтому карбонат получают в результате спекания алюминиевого основания с карбонатами щелочных металлов.

Применение солей алюминия

Безводный хлорид алюминия AlCl_3 используется в химической практике в качестве катализатора при переработке нефти, а также при получении толуола.

Сульфат алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ применяется для очистки воды, а также при приготовлении некоторых сортов бумаги.

Широко используются двойные соли алюминия - квасцы ($\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, $\text{NaAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, $\text{NH}_4\text{Al}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ и др.). Они обладают сильными вяжущими свойствами и применяются при дублении кожи, а также в медицинской практике как кровоостанавливающее средство.

$\text{Li}[\text{AlH}_4]$ применяется в органическом синтезе.

Ацетат алюминия $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ используется при крашении тканей (в качестве протравы) и в медицине (примочки и компрессы).

Биологическая роль алюминия не выяснена. Несмотря на наличие громадных количеств алюминия в почвах, растения, как правило, содержат мало этого элемента. Еще значительно меньше его содержание в животных организмах. У человека оно составляет лишь десятитысячные доли процента по массе.